



الكيمياء

الصف الحادي عشر - كتاب الطالب

الفصل الدراسي الأول

11

فريق التأليف

موسى عطا الله الطراونة (رئيساً)

تيسير عبد المالك الصبيحات

روناهي «محمد صالح» الكردي (منسقاً)

بلال فارس محمود

جليلة محمود عطيّة

الناشر: المركز الوطني لتطوير المناهج

يسر المركز الوطني لتطوير المناهج، استقبال آرائكم وملحوظاتكم على هذا الكتاب عن طريق العناوين الآتية:



06-5376262 / 237



06-5376266



P.O.Box: 2088 Amman 11941



@nccdjr



feedback@nccd.gov.jo



www.nccd.gov.jo

قررت وزارة التربية والتعليم تدريس هذا الكتاب في مدارس المملكة الأردنية الهاشمية جميعها، بناءً على قرار المجلس الأعلى للمركز الوطني لتطوير المناهج في جلسته رقم (3) 2021/3، تاريخ 10/6/2021 م، وقرار مجلس التربية والتعليم رقم (115) 2021/115، تاريخ 30/6/2021 م بدءاً من العام الدراسي 2021 / 2022 م.



© Harper Collins Publishers Limited 2021.

- Prepared Originally in English for the National Center for Curriculum Development. Amman - Jordan
- Translated to Arabic, adapted, customised and published by the National Center for Curriculum Development. Amman - Jordan

ISBN: 978 - 9923 - 41 - 211 - 4

المملكة الأردنية الهاشمية

رقم الإيداع لدى دائرة المكتبة الوطنية

(2021/6/3446)

373,19

الأردن. المركز الوطني لتطوير المناهج

كيمياء الصف الحادي عشر الفرع العلمي: كتاب الطالب الفصل الأول / المركز الوطني لتطوير المناهج. - عمان: المركز، 2021
(150) ص.

ر.إ.: 2021/6/3446

الوصفات: / الكيمياء / المناهج / التعليم الثانوي /

يتحمل المؤلف كامل المسئولية القانونية عن محتوى مصنفه ولا يعبر هذا المصنف عن رأي دائرة المكتبة الوطنية.

All rights reserved. No part of this publication may be reproduced, sorted in retrieval system, or transmitted in any form by any means, electronic, mechanical, photocopying, recording or otherwise, without the prior written permission of the publisher or a license permitting restricted copying in the United Kingdom issued by the Copyright Licensing Agency Ltd, Barnard's Inn, 86 Fetter Lane, London, EC4A 1EN.

British Library Cataloguing -in- Publication Data

A catalogue record for this publication is available from the Library.

م 2021 هـ / 1442

الطبعة الأولى (التجريبية)

قائمة المحتويات



الصفحة الموضوع

5 المقدمة

7 الوَحدَةُ الأولى: أشكالُ الجُزيئاتِ وقوى التجاذب في ما بينها

9 التجربةُ الاستهلالية: أشكالُ الجُزيئاتِ

10 الدرسُ الأول: نظريةُ تنافرِ أزواجِ إلكتروناتِ مستوى التكافؤ

24 الدرسُ الثاني: الروابطُ والأفلاكُ المتداخلة

36 الدرسُ الثالث: القوى بين الجُزيئاتِ

48 مراجعةُ الوَحدَة

51 الوَحدَةُ الثانية: حالاتُ المادَّة

53 التجربةُ الاستهلالية: العلاقةُ بين حجم الغاز ودرجة حرارته عند ثبات الضغط

54 الدرسُ الأول: الحالةُ الغازية

79 الدرسُ الثاني: الحالةُ السائلة

90 الدرسُ الثالث: الحالةُ الصلبة

101 مراجعةُ الوَحدَة

الوحدةُ الثالثةُ: المحاليل

103	التجربةُ الاستهلاكيةُ: خصائصُ المحاليل
------------	--

105	الدرسُ الأولُ: تصنیفُ المحاليل
------------	--------------------------------

116	الدرسُ الثانيُ: تركيزُ المحاليل
------------	---------------------------------

130	الدرسُ الثالثُ: خصائصُ المحاليل
------------	---------------------------------

142	مراجعةُ الوحدة
------------	----------------

145	مسند المصطلحات
------------	----------------

150	قائمةُ المراجع
------------	----------------



المقدمة

بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَنِ الرَّحِيمِ

انطلاقاً من إيمان المملكة الأردنية الهاشمية الراسخ بأهمية تنمية قدرات الإنسان الأردني وشسلحة بالعلم والمعرفة، سعى المركز الوطني لتطوير المناهج، بالتعاون مع وزارة التربية والتعليم، إلى تحديث المناهج الدراسية وتطويرها؛ لتكون معيناً للطلبة على الارتقاء بمستواهم المعرفي، ومجاراة أقرانهم في الدول المتقدمة.

ويُعدُّ هذا الكتاب واحداً من سلسلة كتب المباحث العلمية التي تُعنى بتنمية المفاهيم العلمية، ومهارات التفكير وحل المشكلات، ودمج المفاهيم الحياتية والمفاهيم العابرة للمواد الدراسية، والإفادة من الخبرات الوطنية في عمليات الإعداد والتأليف وفق أفضل الطرائق المُتَّبعة عالمياً؛ لضمان انسجامها مع القيم الوطنية الراسخة، وتلبيتها حاجات أبنائنا الطلبة والمعلّمين.

وقد جاء هذا الكتاب مُحققاً لمقاصد الإطار العام والإطار الخاص للعلوم، ومعاييرها، ومُؤشرات أدائها المُتمثّلة في إعداد جيل محيط بمهارات القرن الواحد والعشرين، وقد قادر على مواجهة التحديات، ومحترف - في الوقت نفسه - بانتهائه الوطني. وتأسيساً على ذلك، فقد اعتمدت دورة التعلم الخماسية المنشقة من النظريّة البنائية التي تمنح الطالب الدور الأكبر في العملية التعليمية التعليمية، وتتوفر له فرصاً عديدة للاستقصاء، وحل المشكلات، والبحث، واستخدام التكنولوجيا وعمليات العلم، فضلاً عن اعتماد منحى STEAM في التعليم الذي يستعمل لدمج العلوم والتكنولوجيا والهندسة والفن والعلوم الإنسانية والرياضيات في أنشطة الكتاب المتنوعة، وفي قضايا البحث.

يتألف الكتاب من ثلاثة وحدات دراسية، هي: أشكال الجزيئات وقوى التجاذب في ما بينها، وحالات المادة، والمحاليل.

الحق بكتاب الكيمياء كتاب للأنشطة والتجارب العملية، يحتوي على جميع التجارب والأنشطة الواردة في كتاب الطالب؛ لتساعده على تفزيذها بسهولة، وذلك اعتماداً على منحى STEAM في بعضها، بدءاً بعرض الأساس النظري لكل تجربة، وبيان خطوات العمل وإرشادات السلامة،



وانتهاءً بأسئلة التحليل والاستنتاج. وتضمنَ الكتاب أيضًا أسئلة تفكير متنوعة؛ بغية تعزيز فهم الطالب لموضوعات المادة، وتنمية التفكير الناقد لديه.

ونحن إذ نقدم هذه الطبعة من الكتاب، فإننا نأمل أن يُسهم في تحقيق الأهداف والغايات النهاية المنشودة لبناء شخصية المتعلّم، وتنمية اتجاهات حُبّ التعلّم ومهارات التعلّم المستمرّ، فضلاً عن تحسين الكتاب بإضافة الجديد إلى محتواه، وإثراء أنشطته المتنوعة، والأخذ بلاحظات المعلّمين.

والله ولي التوفيق

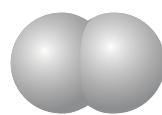
المركز الوطني لتطوير المناهج

الوحدة

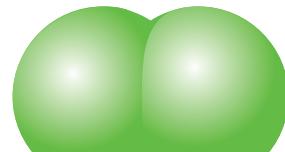
1

أشكال الجزيئات وقوى التجاذب فيما بينها

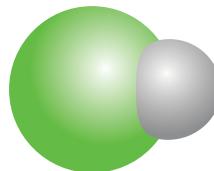
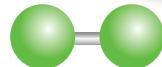
Shapes of Molecules and Intermolecular Forces



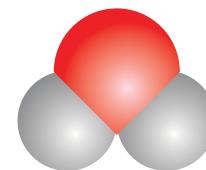
H_2



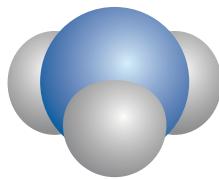
Cl_2



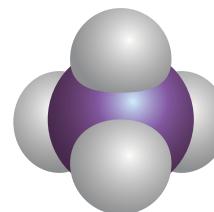
HCl



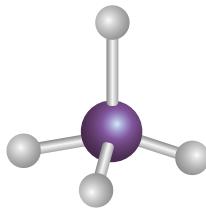
H_2O



NH_3



CH_4



أتَأْمَلُ الصورة

تَتَخَذُ الجَزِيَّاتُ الَّتِي تَرْتَبُطُ ذَرَّاتُهَا بِرَوَابِطٍ تَسَاهِمِيَّةٍ أَشْكَالًا هَنْدِسِيَّةً (فَرَاغِيَّةً) تَبعًا لِعَدْدِ أَزْوَاجِ الْإِلْكْتَرُونَاتِ الْرَّابِطَةِ وَغَيْرِ الرَّابِطَةِ الْمُحِيطَةِ بِالذَّرَّةِ الْمُرْكَزِيَّةِ، فَكَيْفَ تَرْتَبُ أَزْوَاجُ الْإِلْكْتَرُونَاتِ حَوْلَ الذَّرَّةِ الْمُرْكَزِيَّةِ فِي الْجُزَيْءِ؟ وَكَيْفَ يَتَحدَّدُ الشَّكْلُ الْفَرَاغِيُّ لِلْجُزَيْءِ؟

الفكرة العامة:

ترتّب الذرّات في الجزيئات بالنسبة إلى بعضها في أبعاد فراغية تعتمد على أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة المحيطة بالذرّة المركزية، متّخذة أشكالاً هندسية تحدّد الخصائص الفيزيائية والكيميائية لهذه الجزيئات.

الدرس الأول: نظرية تنافر أزواج الإلكترونات مستوى التكافؤ.

الفكرة الرئيسية: يتحدّد شكل الجزيء بعدد أزواج الإلكترونات التي تحيط بالذرّة المركزية، وتنافر فيما بينها وتترّب متباعدةً عن بعضها أقصى ما يمكن، مع بقاء الذرّات منجدبةً نحو بعضها في الجُزِيئَة.

الدرس الثاني: الروابط والأفلاك المتداخلة.

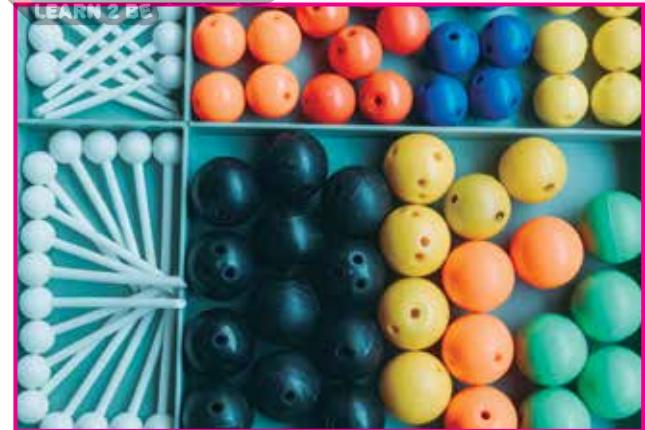
الفكرة الرئيسية: تنشأ الرابطة المشتركة نتيجة تداخل أفلوك التكافؤ نصف الممتهلة بالإلكترونات، ليصبح الفلك المتداخل ممتلئاً ويحتوي على إلكترونين.

الدرس الثالث: القوى بين الجزيئات.

الفكرة الرئيسية: ترتبط جزيئات المواد المختلفة وذرات الغازات النبيلة بقوى تجاذب ذات أهميّة كبيرة في تحديد خصائصها الفيزيائية.

تجربة استهلاكية

أشكال الجزيئات



المواد والأدوات: مجموعة نماذج الجزيئات (الكرات، والوصلات)، فرجار قياس الزاوية، نموذج للجدول الدوري.

إرشادات السلامة:

أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

خطوات العمل:

1 أصمم: اختار كرّة تمثّل ذرّة الكربون (أربعة ثقوب) وأربع كرات تمثّل ذرّات الهيدروجين وأربع وصلات، وأصمّ شكلًا بنائيًا لجزيء الميثان (CH_4)، وأرسم الشكل الناتج.

2 أتوقع الشكل الناتج وارسمه.

3 أقيس مقدار الزاوية بين الوصلات، وأسجلها.

4 أصمم: اختار كرّة تمثّل ذرّة البورون (ثلاثة ثقوب) وثلاث كرات تمثّل ذرّات الكلور وثلاث وصلات، وأصمّ شكلًا بنائيًا لجزيء ثلاثي كلوريد البورون (BCl_3)، وأرسم الشكل الناتج.

5 أقيس مقدار الزاوية بين الوصلات، وأسجلها.

التحليل والاستنتاج:

1- أحدد أسماء الأشكال الناتجة لكل جزيء.

2- أحدد مقدار الزاوية بين الروابط في كل جزيء.

3- **استنتج** العلاقة بين عدد الروابط في الجزيء ومقدار الزاوية بينها.

أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ

Valence Shell Electrons Pair

درست فيما سبق أنَّ إلكتروناتٍ تتوَّزعُ على مستويات الطاقة المختلفة في الذرة، وبعُض هذه إلكتروناتٍ تتوَّزعُ في مستوى الطاقة الخارجيِّ الذي يسمى مستوى التكافؤ Valence Shell، وتسمى هذه إلكتروناتٍ إلكتروناتٍ التكافؤ Valence Electrons، التي تحدِّد نوع الرابطة التي تكونها الذرة عند تفاعಲها مع ذراتٍ أخرى.

الروابط التساهمية والرابطة التناسقية: Covalent Bonds and Coordinate Bond

كثيرٌ من الموادِ التي تَعدُّ عصبُ الحياة، كالماءِ وغازِ الأكسجينِ وغازِ ثاني أكسيد الكربونِ والكثير منَ الموادِ التي نستخدمُها في حياتنا اليومية، تتكونُ من موادٍ تربطُ ذرَّاتها بروابطٍ تساهمية، مثل الأليافِ والبلاستيكِ والمبلمراتِ وأنواعِ الوقود المختلفة، كما أنَّ معظمَ المركباتِ الموجودة في أجسامنا وأجسام الكائنات الحية الأخرى ترتبطُ ذرَّاتها بروابطٍ تساهمية. فكيف تتكوّن هذه الروابطُ في المركبات المختلفة؟

يحتوي المستوى الخارجيُّ لذراتِ عناصر المجموعات الممثلة (7-4) على عددٍ منَ إلكتروناتٍ تنجذبُ نحو النواة بقوَّة، وعند ارتباط ذرَّتين من هذه العناصر ببعضهما بعضًا فإنَّهما تشاركان في إلكترونات، وينشأُ بينَهما زوجٌ أو أكثرٌ منَ إلكتروناتِ المشتركة تنجذبُ نحو نواتيِّ الذرَّتين معًا، ويُطلقُ على قوَّةِ الجذبِ الناشئة بينَهما اسمُ **الرابطة التساهمية**

Covalent Bond: فمثلاً، تمتلكُ ذرَّةُ الكربونِ أربعَةِ إلكترونات في المستوى الخارجيِّ، بينما تمتلكُ ذرَّةُ الهيدروجينِ إلكترونًا واحدًا، وعند ارتباطهما لتكوينِ جزيءِ الميثان (CH_4) تشاركان ذرَّةُ الكربونِ معَ كلِّ ذرَّةٍ هيدروجينٍ بزوجٍ منَ إلكتروناتٍ، ويكونُ حولَ ذرَّةِ الكربونِ أربعةِ أزواجٍ منَ إلكتروناتِ المشتركة معَ ذراتِ الهيدروجين، تسمى **أزواج إلكتروناتِ الرابطة Bonding Electrons Pairs**، وهي

القدرةُ الرئيسيَّة:

يتحددُ شكلُ الجزيءِ بعددِ أزواجِ إلكتروناتِ التي تحيط بالذرَّةِ المركزيةِ، التي تتناُفِرُ فيما بينَها وتترتبُ متباينةً عن بعضها أقصى ما يمكن، معَ بقاءِ الذراتِ منجدبةً نحو بعضها في الجُزءِ.

نتائجُ التعلم:

- أتوصلُ إلى المفاهيم الأساسية المتعلقة بالروابط بين الذراتِ والجزئيات.
- أوضحُ العلاقة بينَ أزواجِ إلكتروناتِ حولَ الذرةِ المركزيةِ والشكلِ الفراغيِّ للجزيءِ.

المفاهيمُ والمصطلحات:

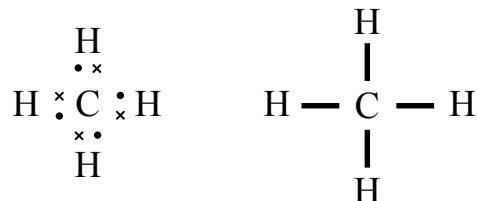
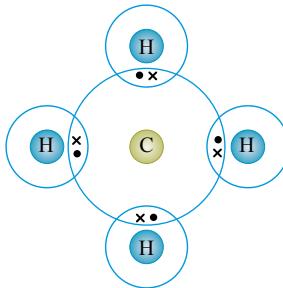
Covalent Bond	الرابطة التساهمية
Coordinate Bond	الرابطة التناسقية
Central Atom	الذرَّةِ المركزية
Bonding Electrons Pairs	أزواجِ إلكتروناتِ الرابطة

أزواجِ إلكتروناتِ غيرِ الرابطة
Non-Bonding Electrons Pairs

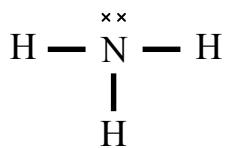
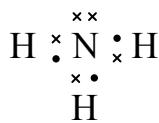
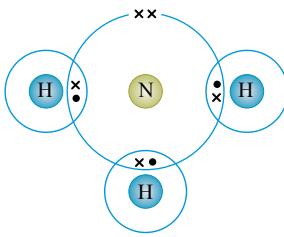
تناُفِرِ أزواجِ إلكتروناتِ مستوى التكافؤ
(VSEPR)

linear Shape	شكلٌ خطٌّيٌّ
Trigonal Planar	مُثلثٌ مستوٌّ
Tetrahedral	رباعيٌّ الأوّلِيِّ منتظمٌ
Trigonal Bipyramidal	هرمٌ ثلائِيٌّ مُثلثٌ
Octahedral	ثمانِيٌّ السطوح
Pyramidal	هرميٌّ ثلاثِيٌّ
Bent	منحنٌ

الشكل (1): أزواج
الإلكترونات المشتركة في
جزيء الميثان (CH_4).



إلكترونات مستوى التكافؤ التي شاركت في تكوين الروابط، وينشأ عن ذلك أربع روابط تساهميةً أحاديةً تحيط بذرّة الكربون، التي يُطلق عليها اسم **الذرّة المركزية Central atom**، وهي تلك الذرّة الأقل عدداً في الجزيء المكوّن من أكثر من ذرتين وتكون أكثر من رابطة واحدة؛ أي أنها تُحاط بأكبر عدد من الروابط في الجزيء، ويوضح الشكل (1) أزواج الإلكترونات المشتركة والروابط في جزيء الميثان.



الشكل (2): أزواج الإلكترونات
المحيطة بالذرّة N في جزيء
الأمونيا.

أمّا في جزيء الأمونيا (NH_3)، فتحتوي ذرّة النيتروجين في المستوى الخارجي على (5) إلكترونات، وحتى تصل إلى حالة الاستقرار فإنها تشاركة مع كل ذرّة هيدروجين بزوج من الإلكترونات ليصبح لديها ثلاثة أزواج من الإلكترونات المشتركة، كما يتضح من تركيب لويس للجزيء، ومن ثم فإنّها تكونُ ثلاثة روابط تساهميةً أحاديةً مع ثلاث ذرات من الهيدروجين، ويبين الشكل (2) أزواج الإلكترونات المحيطة بالذرّة N في جزيء الأمونيا.

يتضح من تركيب لويس أنّ ذرّة النيتروجين تمثل الذرّة المركزية في الأمونيا؛ فهي تُحاط بثلاثة أزواج من الإلكترونات الرابطة، إضافة إلى زوج واحد من الإلكترونات لم يشارك في تكوين الرابط يُطلق عليه **زوج إلكترونات غير الرابطة Non-Bonding Electrons Pair**، وتعرف أزواج الإلكترونات غير الرابطة أنها أزواج من الإلكترونات تظهرُ في مستوى التكافؤ للذرّة المركزية لا تشارك في تكوين الرابط.

عرفت من المثالين السابقين أنّ ذرّتي الكربون والنيتروجين هما ذرتان مركزيتان، وأنّ كلاً منهما محاطة بأربعة أزواج من الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة، وهذا يعني أنّهما تحققان قاعدة الثمانية؛ أي أنّ مجموع الإلكترونات في مستوى التكافؤ يساوي ثمانية، وبهذا يصبح تركيبيهما

الجدول (1): تركيب لويس لبعض الجزيئات.

تركيب لويس	الصيغة الجزيئية	اسم الجزيء
:Cl : Cl :	Cl ₂	الكلور
H : Cl : H	HCl	كلوريد الهيدروجين
H O H	H ₂ O	الماء
H C C H H : :C : H H H	C ₂ H ₆	الإيثان

مشابهاً لتركيب ذرة عنصر الغاز النبيل الأقرب لكلاً منهما في الجدول الدوري. وهناك الكثير من الذرات التي تكون روابط تساهمية في جزيئاتها تحقق قاعدة الثمانية؛ إذ يصبح مستوى تكافؤها ممتنعاً بالإلكترونات، ويصبح تركيبها الإلكتروني مشابهاً لتركيب ذرة عنصر الغاز النبيل الأقرب إليها، ويوضح الجدول (1) تركيب لويس لبعض هذه الجزيئات. ويمكن تعرف عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة في الجزيئات والأيونات المختلفة بكتابة تركيب لويس لها، كما في الأمثلة الآتية:

المثال ١

أكتب تركيب لويس لجزيء NF_3 ، وأحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية.
(العدد الذري للذرة N يساوي 5، وللذرة F يساوي 9)

تحليل السؤال (المعطيات)

نحدد عدد الإلكترونات التكافؤ لكلاً ذرة في الجزيء من خلال توزيع كلًّا منهما الإلكتروني



عدد الإلكترونات التكافؤ: $N = 5e$ ، $F = 7e$

نحدد عدد الإلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات في الجزيء Total valence electrons في الجميع الذرات في الجزيء، عدد الإلكترونات التكافؤ الكلية=عدد الإلكترونات تكافؤ $N \times$ عدد ذرات N + عدد الإلكترونات تكافؤ $F \times$ عدد ذرات F

$$\text{Total (v.e)} = (\text{v.e})_{\text{N atom}} \times n_{(\text{N atom})} + (\text{v.e})_{\text{F atom}} \times n_{(\text{F atom})}$$

$$\text{Total (v.e)} = 5 \times 1 + 7 \times 3 = 26 e$$

تحسب عدد أزواج الإلكترونات التكافؤ v.e.p بقسمة عدد الإلكترونات على 2

$$v.e.p = \frac{26}{2} = 13$$

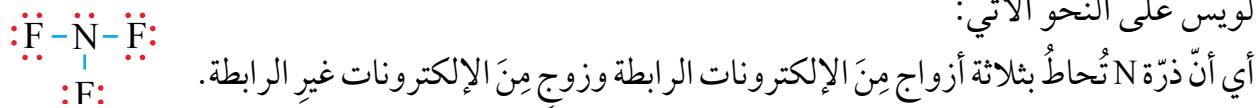
الحلّ:

نُحدّدُ الذرّة المركزيّة في الجُزِيء، وهي الذرّة N؛ ذاتُ العدد الأقلّ، ونَوزُعُ ذرّات F حولها، ثم نرسم روابطً أحاديّة في ما بينهما (كُلُّ رابطةٍ تمثّلُ زوج إلكترونات).

نَحسبُ عددَ أزواجِ الإلكترونات المُتبقيّة، وهي تُساوي عددَ أزواجِ الإلكترونات المُتوفرة (v.e.p) - عددِ أزواجِ الإلكترونات الرابطة (B.e.p)

$$\text{أزواج} 10 = \text{v.e.p} - \text{B.e.p} = 13 - 3 = 10$$

نَوزُعُ أزواجِ الإلكترونات المُتبقيّة حولَ الذرّات الطرفية (F)، بحيثُ تتحقّقُ كُلُّ ذرّة قاعدةً الثمانية؛ وبهذا تكون قد ورّعنا منها 9 أزواج وبقيَ لدينا زوج يوضعُ حولَ الذرّة المركزيّة. وعليه، فيكون توزيعُ ليس على النحو الآتي:



المثال 2

أحدُ عددَ أزواجِ الإلكتروناتِ الرابطة وغيرِ الرابطة حولَ الذرّة المركزيّة في جُزِيء GeCl_4 .

تحليلُ السؤال (المعطيات)

لا يُلاحظُ أنَّ الكلورَ منَ المجموعة السابعة، وتمتّلُكُ ذرّته 7 إلكترونات في مستوى التكافؤ، بينما الجير مانيوم منَ المجموعة الرابعة، وتمتّلُكُ ذرّته 4 إلكترونات تكافؤ؛ وبهذا فإنَّ عددَ الإلكترونات التكافؤ الكليّة يُساوي

$$\text{Total (v.e)} = (\text{v.e})_{\text{Ge atom}} \times n_{(\text{Ge atom})} + (\text{v.e})_{\text{Cl atom}} \times n_{(\text{Cl atom})}$$

$$\text{Total (v.e)} = 4 \times 1 + 7 \times 4 = 32 e$$

وعليه، فيكونُ عددُ أزواجِ الإلكترونات التكافؤ



الحلّ:

نُحدّدُ الذرّة المركزيّة، وهي ذرّة Ge؛ الأقلُّ عدداً، ونَوزُعُ ذرّات Cl حولها، ثم نضعُ بينها روابطً أحاديّة. نَحسبُ عددَ أزواجِ الإلكترونات المُتبقيّة (عددَ أزواجِ الإلكترونات المُتوفرة - عددِ أزواجِ الإلكترونات الرابطة):

$$\text{زوجاً} 12 = \text{v.e.p} - \text{B.e.p} = 16 - 4 = 12$$

نَوزُعُ أزواجِ الإلكترونات المُتبقيّة حولَ الذرّات الطرفية Cl، بحيثُ تتحقّقُ كُلُّ منها قاعدةً الثمانية.

يتّضحُ من تركيب لويسي للجُزِيء GeCl_4 أنه ذرّة Ge تُحاط بأربعة أزواجِ الإلكترونات رابطة، ولا توجد حولها أزواجٌ منَ الإلكترونات غيرِ الرابطة.

أكتب تركيب لويس، وأحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في الأيون CO_3^{2-} . (العدد الذري للذرة C يساوي 6، وللذرة O يساوي 8).



تحليل السؤال (المعطيات)

ذرة الكربون أقل عددًا، وتكون عددًا أكبر من الروابط؛ لذا فإنها تمثل الذرة المركزية.

نحسب عدد الإلكترونات التكافؤ الكلية لجميع الذرات في الأيون، ولو جود الشحنة السالبة (-2) نضيف إليها إلكترونين:

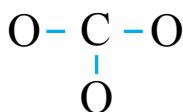
$$\text{Total } (v.e) = (v.e)_{\text{C atom}} \times n_{(\text{C atom})} + (v.e)_{\text{O atom}} \times n_{(\text{O atom})} + 2$$

$$\text{Total } (v.e) = (4 \times 1 + 6 \times 3) + 2 = 24 \text{ e}$$

نحسب عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة

$$v.e.p = \frac{24}{2} = 12 \text{ زوجاً}$$

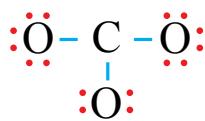
الحل:



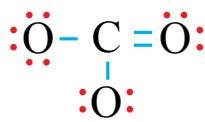
توزيع ذرات الأكسجين حول ذرة الكربون المركزية، ورسم بينها روابطً أحاديث.

نحسب عدد أزواج الإلكترونات المتبقيّة (عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة - عدد أزواج الإلكترونات الرابطة):

$$v.e.p - B.e.p = 12 - 3 = 9 \text{ أزواج}$$



توزيع أزواج الإلكترونات المتبقيّة حول الذرات الطرفية O، بحيث تتحقق كل منها قاعدة الثمانية.



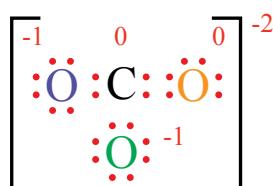
لاحظ أن ذرة الكربون لم تتحقق قاعدة الثمانية. ولتحقيق ذلك، يمكن تكوين رابطة ثنائية بين ذرة الكربون وإحدى ذرات الأكسجين، كما الشكل المجاور:

$$\text{C} = 4 - 4 = 0 , \quad \text{O} = 6 - 6 = 0$$

$$\text{O} = 6 - 7 = -1 , \quad \text{O} = 6 - 7 = -1$$

نحسب الشحنات الجزئية لكل ذرة (عدد الإلكترونات التكافؤ - عدد الإلكترونات المحيطة بها فقط).

لاحظ أن مجموع الشحنات يساوي (-2)، وهو يساوي شحنة الأيون. وعليه، فيكون تركيب لويس كما يأتي:



وبهذا نجد أن ذرة الكربون تحاط بأربعة أزواج من الإلكترونات الرابطة، ولا تمتلك أزواج إلكترونات غير رابطة.

يحتوي العديد من الجزيئات على روابط ثنائية أو ثلاثية؛ فمثلاً، في جزيء ثاني أكسيد الكربون (CO_2) نجد أن ذرة الكربون تشارك مع كل ذرة أكسجين بزوجين من الإلكترونات لتكوين رابطة ثنائية مع كل منها؛ لكي تتحقق كل منها قاعدة الثمانية وتصل إلى حالة الاستقرار، وكذلك فإن ذرتى الكربون في جزيء الإيثين C_2H_4 تشتراكان بزوجين من الإلكترونات لتكوين رابطة ثنائية؛ لتحقق كل منها قاعدة الثمانية وتصل إلى حالة الاستقرار.

وكذلك جزيء الأكسجين (O_2)؛ إذ تشارك ذرتاه بزوجين من الإلكترونات لتكوين رابط ثنائية؛ كي تتحقق كل منها قاعدة الثمانية وتصل إلى حالة الاستقرار.

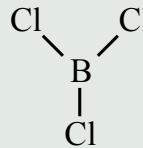
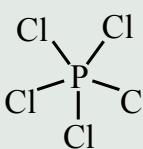
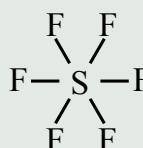
في حين أن ذرتى النيتروجين في جزيء N_2 تشاركان بثلاثة أزواج من الإلكترونات؛ لتكونا رابطة ثلاثة وتحققا -من ثم- قاعدة الثمانية ويصبح تركيبيهما مشابهاً لتركيب الغاز النبيل النيون (Ne)، وكذلك ذرتا الكربون في جزيء الإستيلين C_2H_2 ، فإنهما تشاركان بثلاثة أزواج من الإلكترونات وتنشأ بينهما رابطة ثلاثة وتحققا قاعدة الثمانية وتصلا إلى حالة الاستقرار. وبين الجدول (2) الصيغ الجزيئية لهذه الجزيئات وتركيب لويس لكل منها.

إلا أن بعض الذرات التي تكون في مركباتها روابط تساهمية لا تتحقق قاعدة الثمانية؛ فأحياناً يكون عدد الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية أقل

الجدول (2): تركيب لويس لجزيئات تحتوي على روابط ثنائية وأخرى تحتوي على روابط ثلاثة.

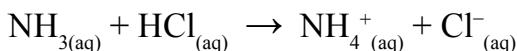
اسم الجزيء	الصيغة الجزيئية	تركيب لويس
ثاني أكسيد الكربون	CO_2	$\begin{array}{c} \vdots & \vdots \\ \text{O} & \text{C} \\ \vdots & \vdots \end{array}$
الإيثين	C_2H_4	$\begin{array}{cc} \text{H} & \text{C} \\ & \vdots \\ & \text{C} \\ & \vdots \\ & \text{H} \end{array}$
الأكسجين	O_2	$\begin{array}{c} \vdots & \vdots \\ \text{O} & \text{O} \end{array}$
النيتروجين	N_2	$\begin{array}{c} \vdots \\ \text{N} \\ \vdots \end{array}$
الإستيلين	C_2H_2	$\begin{array}{cc} \text{H} & \text{C} \\ & \vdots \\ & \text{C} \\ & \vdots \\ & \text{H} \end{array}$

الجدول (3): تركيب لويس لبعض جزيئات تخالف قاعدة الثمانية.

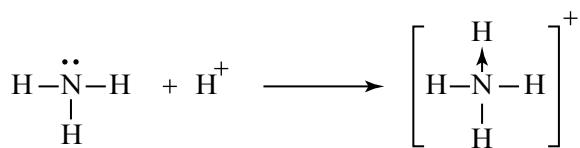
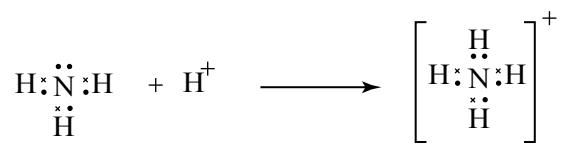
الصيغة الجزيئية	الشكل البنائي للجزيء	تركيب لويس	عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية
BeCl_2	$\text{Cl} - \text{Be} - \text{Cl}$	$\ddot{\text{Cl}} : \text{Be} : \ddot{\text{Cl}}$	2
BCl_3		$\ddot{\text{Cl}} : \text{B} : \ddot{\text{Cl}}$:Cl:	3
PCl_5		$\ddot{\text{Cl}} : \text{P} : \ddot{\text{Cl}}$:Cl: :Cl: :Cl: :Cl:	5
SF_6		$\ddot{\text{F}} : \text{S} : \ddot{\text{F}}$:F: :F: :F: :F: :F:	6

من ثمانية، مثل ذرة البيريليوم في الجزيء (BeCl_2)، وكذلك ذرة البورون في الجزيء (BCl_3)، وأحياناً قد يزيد عدد الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية على ثمانية، مثل ذرة الفسفور في المركب (PCl_5) وذرة الكبريت في المركب (SF_6)، والجدول (3) يبيّن تركيب لويس لبعض هذه المركبات.

يتضح مما سبق أن الرابطة التساهمية تنشأ من تشارك ذرَّتين بزوج واحد أو أكثر من الإلكترونات، إلا أن هناك نوعاً من الروابط التساهمية ينشأ نتيجة مشاركة إحدى الذرَّتين بزوج من الإلكترونات في حين تشارك الذرَّة الأخرى بفلك فارغ؛ إذ يندمج زوج الإلكترونات الذرَّة الأولى مع الفلك الفارغ من الذرَّة الثانية وتنشأ رابطةٌ بين الذرَّتين تسمى الرابطة التناسقية، ومثال ذلك تكوين أيون الأمونيوم (NH_4^+)، الذي يَتَجُّع من تفاعل محلول الأمونيا NH_3 مع حمض الهيدروكلوريك HCl ، كما في المعادلة

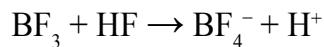


الشكل (3): تكوين الرابطة التناسقية في أيون الأمونيوم . NH_4^+



يُلاحظ من المعادلة أن ذرة النيتروجين في جزيء الأمونيا تمتلك زوجاً من الإلكترونات غير الرابطة، تشارك فيه مع الفلك الفارغ لأيون الهيدروجين وتنشأ بينهما رابطة التناسقية في أيون الأمونيوم (NH_4^+)، التي يُشار إليها بسهم صغير في الشكل (3).

ومن الأمثلة أيضاً على مركبات تكون روابط تناسقيةً مركب ثلاثي فلوريد البoron (BF_3)، الذي يتفاعل مع حمض الهيدروفلوريك (HF) مكوناً الأيون (BF_4^-)، كما في المعادلة:

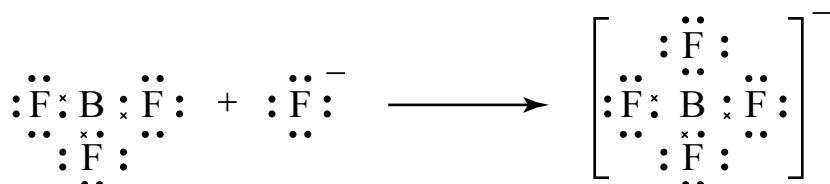


فذرة البoron في الجزيء BF_3 تكون ثلاث روابط تساهمية مع ثلاث ذرات من الفلور، وفي الوقت نفسه تمتلك فلكاً فارغاً تشارك به مع زوج من الإلكترونات غير الرابطة في أيون الفلوريد (F^-)، وتنشأ بينهما رابطة تناسقية في الأيون (BF_4^-)، كما في الشكل (4).

تحقق: ارسِم تركيب لويس لـ كل من الجزيئات الآتية، وأحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة في ذرتها المركزية:



الشكل (4): تكوين الرابطة التناسقية في الأيون . BF_4^-



تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ Valence Shell Electrons Pair Repulsion (VSEPR)

تحيط بالذرة المركزية في الجزيء أزواج من الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة، تتنافر فيما بينها فتترتب بالنسبة إلى بعضها بعضًا؛ ليتخذ الجزيء شكلًا فراغيًّا يكون فيه التنافر بين أزواج الإلكترونات أقلً ما يمكن؛ مما يجعل الجزيء أكثر ثباتًا واستقرارًا.

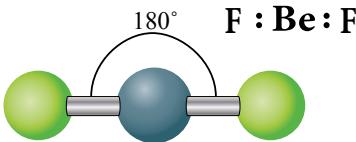
يسهم الشكل الفراغي للجزيء في تحديد الكثير من خصائصه الفيزيائية والكيميائية. فكيف يُحدَّد الشكل الفراغي للجزيء؟ وكيف توزع أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية في الجزيئات المختلفة؟

اقترح الكيميائيون نظريةً عرفت بنظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ (VSEPR)، التي يمكن من خلالها التنبؤ بأشكال الجزيئات؛ فهي تفترض أنَّ أزواج إلكترونات التكافؤ تترتب حول كل ذرة بحيث تكون أبعد ما يمكن ليكونَ التنافر فيما بينها أقلَ ما يمكن، وبهذا يمكن تحديد مقدار الزاوية بين الروابط في الجزيء، وتوقعُ شكلِه الفراغي. ويبيَّن الجدول (4) ترتيب أعدادٍ مختلفة من أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية ومقدار الزاوية بين الروابط والشكل المتوقع.

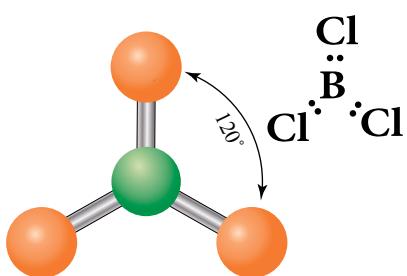
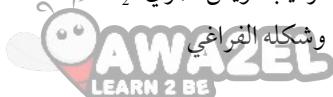
استنتاج العلاقة بين عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية ومقدار الزاوية بين الروابط في الجزيء.

الجدول (4): ترتيب أعدادٍ مختلفة من أزواج إلكترونات حول الذرة المركزية ومقدار الزاوية بين الروابط والشكل المتوقع

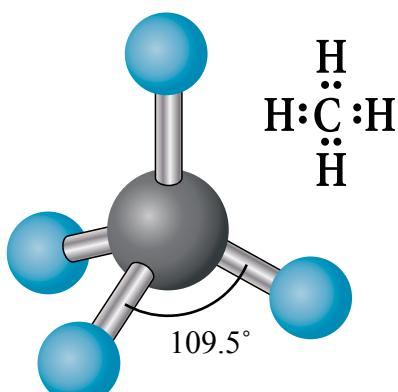
اسم الشكل	الزاوية بين الروابط	ترتيب أزواج الإلكترونات	عدد أزواج إلكترونات غير الرابطة	عدد أزواج إلكترونات الرابطة
خطي			لا يوجد	زوجان
مثلي مستوٌ			لا يوجد	ثلاثة أزواج
رباعي الأوجه منتظم			لا يوجد	أربعة أزواج
هرم ثنائي مثلث			لا يوجد	خمسة أزواج
ثماني السطوح			لا يوجد	ستة أزواج
منحنٍ			زوجان	زوجان
هرم ثلاثي			زوج واحد	ثلاثة أزواج



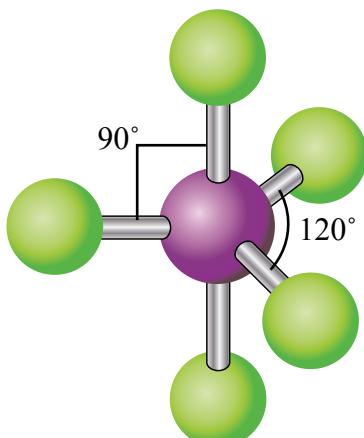
الشكل (5): تركيب لويس لجزيء BeF_2



الشكل (6): تركيب لويس لجزيء BCl_3
وشكله الفراغي



الشكل (7): تركيب لويس لجزيء CH_4
وشكله الفراغي



الشكل (8): تركيب لويس لجزيء IF_5
وشكله الفراغي

يتضح من الجدول أنه عند وجود زوجين من الإلكترونات الرابطة فإنّهما سيترتبان على جانبي الذرة المركزية ليكون التناقض بينهما أقل ما يمكن، وتكون الزاوية بينهما (180°)، ويخرج عن ذلك شكل خطّي

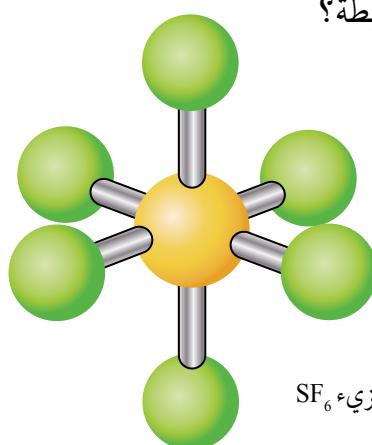
للجزيء، ومثال ذلك جزيء BeF_2 . لاحظ الشكل (5).

أمّا في حال وجود ثلاثة أزواج من الإلكترونات الرابطة حول الذرة المركزية فإنّها سوف تكون أبعد ما يمكن عندما تكون الزاوية بينها (120°)، ويكون شكل الجزيء مثلّاً مستوياً، **Trigonal Planar** كما في جزيء BCl_3 . لاحظ الشكل (6).

وإذا وجدت أربعة أزواج من الإلكترونات الرابطة حول الذرة المركزية فإنّها تترتب باتجاه زوايا رؤوس رباعي الأوجه منتظم **Tetrahedral**، وتكون الزاوية بين الروابط (109.5°). انظر الشكل (7)، الذي يبيّن الشكل الفراغي لجزيء CH_4 .

وفي حال وجود خمسة أزواج من الإلكترونات الرابطة حول الذرة المركزية فإنّها تتوّزع باتجاه رؤوس هرم ثانوي مثلّث **Bipyramidal**، وتكون الزاوية بين الروابط ($90^\circ, 120^\circ$ ، كما في المركب IF_5). لاحظ الشكل (8). وإذا أحاطت الذرة المركزية بستة أزواج من الإلكترونات فإنّها تتوزّع باتجاه رؤوس ثماني السطوح **Octahedral**، وتكون الزاوية بين الروابط (90° ، كما في جزيء SF_6). لاحظ الشكل (9).

تُلاحظ في الأمثلة السابقة أنّ جميع الذرات المركزية تكون روابطًّا أحديّة وأنّها لا تمتلك أزواج إلكترونات غير رابطة، فماذا لو ارتبطت الذرات بروابط ثنائية أو ثلاثية، فهل يختلف الشكل الفراغي لجزيء؟ وهل يختلف مقدار الزاوية بين الروابط إذا امتلكت الذرة المركزية أزواج إلكترونات غير رابطة؟



الشكل (9): تركيب لويس لجزيء SF_6
وشكله الفراغي

الجدول (5): الشكل الفراغي و مقدار الزاوية بين الروابط لعدد من الجزيئات

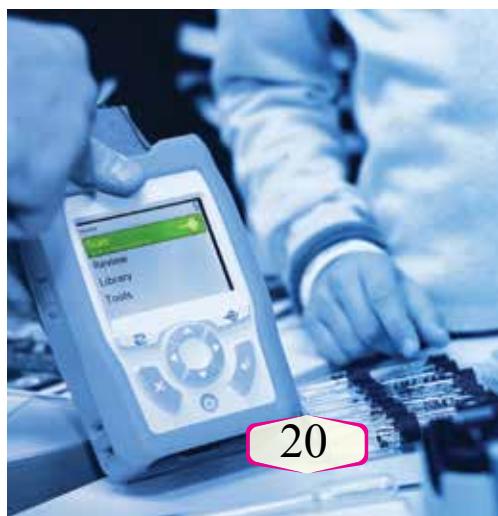
اسم الشكل	الشكل الفراغي	تركيب لويس	اسم الجزيء
جزيئات لا تمتلك ذرّتها المركزية أزواج إلكترونات غير رابطة وتكونُ روابط ثنائية أو ثلاثية			
خطي	$O=C=O^{180^\circ}$	$\ddot{O} \text{:} \ddot{\text{C}} \text{:} \ddot{\text{O}}$	ثاني أكسيد الكربون
مثلث مستوي حول كل ذرة كربون		$\text{H} \text{:} \text{C} \text{:} \text{C} \text{:} \text{H}$	الإيثين
خطي	$\text{H}-\overset{180^\circ}{\text{C}}\equiv\text{N}$	$\text{H} \text{:} \text{C} \text{:} \text{:} \text{N} \text{:}$	سيانيد الهيدروجين
جزيئات تكونُ روابطً أحاديّة و تمتلكُ ذرّتها المركزية أزواج إلكترونات غير رابطة			
هرم ثلاثي		$\text{H} \text{:} \ddot{\text{N}} \text{:} \text{H}$	الأمونيا
منحنٍ		$\text{H} \text{:} \ddot{\text{O}} \text{:} \text{H}$	الماء

يبين الجدول (5) الشكل الفراغي و مقدار الزاوية بين الروابط لعدد من الجزيئات. لاحظ أن ذرة الكربون في جزيء ثاني أكسيد الكربون (CO_2) تشتراك مع كل ذرة أكسجين بزوجين من الإلكترونات وتكونُ رابطة ثنائية مع كل منهما، وأن أزواج الإلكترونات تترتب على جانبي ذرة الكربون بزاوية (180°) ويكونُ الشكل الناتج خطياً.

الربط بالเทคโนโลยيا

تحليل رaman الطيفي Raman Spectroscopy

يُستخدم هذا التحليل لتعريف تركيب المادة و خصائصها، وهو يعتمد على قدرة جزيئات المادة على تشتت الضوء؛ حيث يوفر معلومات حول الاهتزازات التي تحدث داخل الجزيئات والجزيئات التي حولها، وتساعد هذه المعلومات على تعريف البنية الشبكية البلورية للمادة، وأشكال الجزيئات، كما يُستخدم في خط عمليات الإنتاج لمراقبة عمليات البلورة والكشف عن آلات التفاعل وسماته الحركية. وهناك أنواع متعددة من الأجهزة الحديثة التي تعمل على تحليل رaman الطيفي في مجالات متنوعة، مثل الصناعات الدوائية والصناعات الغذائية والأنظمة البصرية وغيرها.



أَفْخَرُ: يتحقق الأكسجين في مركباته قاعدة الشمانة، فما الشكل المتوقع لجزيء الأوزون O_3 ، وكيف تترتب أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية؟



استخدم برنامج صانع الأفلام (Dreem Waver)، وصمّم فلماً تشرح فيه نظرية تنافر أزواج الإلكترونات مستوى التكافؤ وأشكال الجزيئات، ثم اعرضه أمام زملائك، أو شاركهم به باستخدام موقع التواصل الاجتماعي (واتس أب) أو موقع المدرسة على (الفيس بوك).

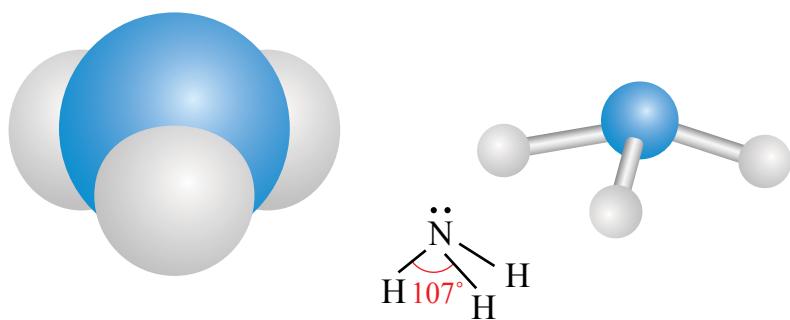
وبالنظر إلى جزيء الإيثين (C_2H_4) تجد أن ذرتى الكربون ترتبطان برابطة ثنائية؛ أي أن هناك زوجين من الإلكترونات المشتركة بينهما، وزوجين مشتركين مع ذرتى الهيدروجين، وبهذا تترتب هذه الأزواج باتجاه رؤوس مثلث مستوٍ حول كل ذرة كربون، وتكون الزاوية بين الروابط (120°)؛ أي أن الشكل الفراغي لجزيء للكربون هو مثلث مستوٍ حول كل ذرة كربون.

وإذا نظرت إلى جزيء سيانيد الهيدروجين (HCN) فستجد أن الكربون يرتبط بذرة النيتروجين برابطة ثلاثية؛ أي أن هناك ثلاثة أزواج من الإلكترونات المشتركة بينهما، وزوجاً من الإلكترونات المشتركة مع ذرة الهيدروجين، تترتب على جانبي ذرة الكربون المركبة بزاوية (180°)، ويكون الشكل الناتج لجزيء (HCN) خطياً.

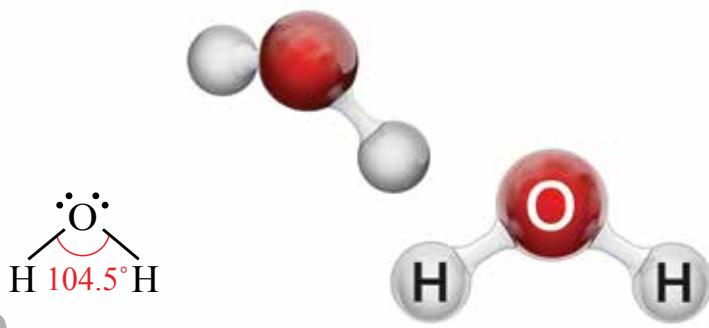
تمتلك الذرات المركبة في بعض الجزيئات أزواجاً من الإلكترونات غير الرابطة، تتنافر بقوّة أكبر من تنافر أزواج الإلكترونات الرابطة، فتكون الزاوية بينها أكبر من الزاوية بين أزواج الإلكترونات الرابطة، ويمكن ملاحظة ذلك في كل من جزيئات الأمونيا وجزيئات الماء.

فمثلاً، تحيط ذرة النيتروجين (N) في الأمونيا (NH_3) بأربعة أزواج من الإلكترونات كما في ذرة الكربون في جزيء الميثان (CH_4)، إلا أن أحد هذه الأزواج غير رابط، ويتناقض مع أزواج الإلكترونات الرابطة بقوّة أكبر من التنافر فيما بين هذه الأزواج، فيضغط عليها ويقلل الزاوية بينها لتصبح (107°)، وهي أقل من الزاوية بين الروابط في جزيء الميثان، التي تساوي (109.5°)، ونتيجة لذلك يكون الشكل الفراغي لجزيء الأمونيا هرماً ثلاثياً **Pyramidal**. لاحظ الشكل (10).

الشكل (10): الشكل الفراغي لجزيء الأمونيا (NH_3).



الشكل (11): الشكل
الفراغي لجزيء الماء.



بينما تُحاطُ ذرَّةُ الأكسجين في جزيء الماء (H_2O) بزوجين من الإلكترونات غير الرابطة يتناقرا في ما بينهما بقوَّةٍ أكبَرَ من التناقر بين زوجي الإلكترونات الرابطة، فيضغطاً عليهما وتقلِّل الزاوية بين الرابطتين لتصبح (104.5°) ، ويكون الشكلُ الفراغي لجزيء الماء مُحنيناً لاحظِ الشكل (11).

أتحقق: قارن بين الجزيئات الآتية من حيثُ الشكلُ الفراغي ومقدارُ الزاوية بين الروابط:



التجربة

أزواج الإلكترونات والأشكال الفراغية للجزيئات

المواد والأدوات:

- مجموعة نماذج الجزيئات (الكرات، والوصلات)، فرجار 4- **أتوقع:** ما الشكلُ الفراغي لجزيء؟
قياس الزاوية، نموذج للجدول الدوري.



إرشادات السلامة:

- اتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

التحليل والاستنتاج:

- **أفسر** العلاقة بين مقدار الزاوية بين الروابط في الجزيء وعدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية.
- **استنتج** أثر وجود أزواج الإلكترونات غير الرابطة في مقدار الزاوية بين الروابط.

خطوات العمل:

- **أصمم**: بالرجوع إلى جدول أشكال الجزيئات، اختار عددًا مناسبًا من الكرات مختلفة الحجم وعددًا مناسبًا من الوصلات، وأصمم شكلًا بنائيًا لجزيء الإيثان (C_2H_6), ثم أرسم الشكل الناتج.
- **أقيس** مقدار الزاوية بين الوصلات، ثم أسجلها.
- **أسجل البيانات**، أدون عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة.



أبحث: أرجع إلى موقع إلكتروني مناسبة عبر شبكة الإنترنت، وأبحث عن توزيع أزواج الإلكترونات حول الذرات في كلٍ من: PO_4^{3-} , SO_3 , NO_2 والأشكال الفراغية لكلٍ منها، وأكتب تقريرًا بذلك، أو أصمّ عرضاً تقديمياً حول الموضوع، وأناقشه مع زملائي وعلمي.

مراجعة الدرس

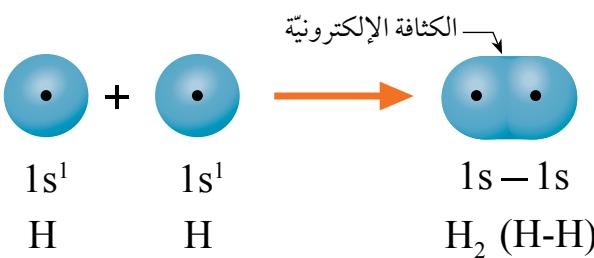
- 1 - الفكرة الرئيسية: أوضح سبب اختلاف الأشكال الفراغية للجزئيات.
- 2 - أوضح المقصود بكلٍ من: مستوى التكافؤ، الرابطة التناسقية، أزواج الإلكترونات غير الرابطة، نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ.
- 3 - أرسم تركيب لويس والأشكال الفراغية لكلٍ من الآتية:
 - أ . ثنائي فلوريد الأكسجين OF_2 .
 - ب . رباعي كلورو ميثان CCl_4 .
 - ج. أيون الهيدرونيوم H_3O^+ .
- 4 - أُفسِرُ:
 - أ . اختلاف مقدار الزاوية بين الروابط في الجزيئات (CH_4 , NH_3 , H_2O), رغم أنَّ الذرة المركزية في كلٍ منها تحيط بأربعة أزواج من الإلكترونات.
 - ب . لجزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2 شكلٌ خطٌّي، بينما لجزيء الماء H_2O شكلٌ مُنحَنٍ.
 - 5 - عنصران افتراضيان (Y_7 , X_5), يرتبطُ كلٌ منهما مع الهيدروجين مكوناً الصيغة $(\text{YH}_3, \text{XH}_3)$. أجب عن الأسئلة الآتية:
 - أ . اكتب تركيب لويس لكُلِّ منهما.
 - ب . ارسم الشكل الفراغي لكُلِّ منهما.
 - ج. ما مقدار الزاوية بين الروابط في كلٍ منهما؟
 - د . أيُّ الجزيئين يمتلكُ أزواج إلكترونات غير رابطة؟

نظريّة رابطة التكافؤ Valence Bond Theory

فِسْرَت نظرية تناهُر أزواج الإلكترونات تكوينَ الروابط بين الذرات المختلفة في الجزيء والزوايا فيما بينها، وتمكّنت من التتبُّع بأشكال الجزيئات، إلّا أنَّها لم توضّح كيفية توزُّع الإلكترونات في الأفلاك وفقَ النظريّة الميكانيكيّة الموجيّة؛ ما دعا العلماء إلى البحث في كيفية تكوين الروابط وتوزيع الإلكترونات على الأفلاك عند تشكيل الروابط في الجزيئات، فوضعوا نظريتين أساسيتين لتفسير ذلك، هما نظرية رابطة التكافؤ **Valence Bond Theory**، ونظرية الأفلاك الجزيئية **Molecular Orbital Theory**. وفي هذا الدرس، سوف نتناول أهمَّ الأفكار الأساسية التي تضمّنتها نظرية رابطة التكافؤ.

مُدخُلُ أفلاك مُستوى التكافؤ Valence Orbitals Overlap

تبين نظرية رابطة التكافؤ أنَّه عند تكوين رابطة بين ذرَّتين يتداخلُ فلكٌ تكافؤٌ إحداهما مع فلكٌ تكافؤٌ الآخر في المنطقة الفراغيَّة المحيطة بكلٍّ منهما، وهي منطقة لا تتَّسع لأكثر من إلكترونين، ويتحرَّك الإلكترونونان حولَ كُلٍّ من الذرَّتين، وينجذبان نحوَ نواتيهما في الوقتِ نفسه. يطلقُ على هذه المنطقة **الكثافة الإلكترونيَّة Electronic Density**، وهي منطقة بين الذرَّتين يترَكُّز فيها وجودُ الإلكترونات الرابطة. فمثلاً، عند ارتباط ذرَّتي هيدروجين لتكوين جزيء H_2 ، نجد أنَّ كُلَّ ذرَّة هيدروجين تمتلكُ إلكترونًا واحدًا في الفلك $(1s)$ ذي الشكل الكروي، وعند اقتراب الذرَّتين من بعضهما يتداخلُ فلكاً مستوي التكافؤ لكُلِّ منهما، وينجذبُ الإلكترونونان نحوَ نواتيِّ الذرَّتين معًا، وتزدادُ الكثافة الإلكترونيَّة بينهما على امتداد المحور الواصل بين نواتيِّ الذرَّتين، وتنجذبُ نحوَها كُلُّ من الذرَّتين، وتتشَّعَّلُ الرابطة التساهميَّة من نوع سيجما، كما في الشكل (12).



الفكرة الرئيسية:

تنشأُ الرابطة المشتركة نتيجة تداخل أفلاك التكافؤ نصف الممتهلة بالإلكترونات، ليصبح الفلك المتقاطع ممتهلاً ويحتوي على إلكترونيين.

متاجَرُ التعلُّم:

- أوضح مفهوم التهجين والأفلاك المُهَجَّنة.

- أميزُ بين الرابطة سيجما والرابطة باي.

- أتوصلُ إلى تحديد قطبيَّة الجزيء.

المفاهيم والمصطلحات:

نظريّة رابطة التكافؤ
Valence Bond Theory

الكثافة الإلكترونيَّة
Electronic Density

التهجين
Hybridization

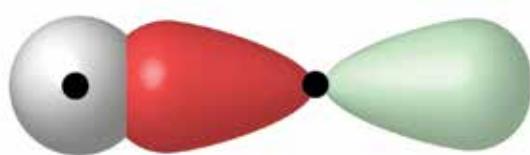
الأفلاك المُهَجَّنة
Hybrid Orbitals

قطبيَّة الجزيئات
Polarity of Molecules

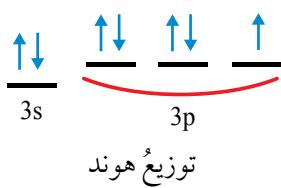
العزم القطبى
Dipole Moment

الشكل (12): تداخل فلكين s
وتكون الرابطة في جزيء H_2 .

الشكل (13): تداخل فلك s مع الفلك p لتكوين الرابطة .H-Cl



التركيب الإلكتروني
 $\text{Cl} = [\text{Ne}] 3s^2 3p^5$



الشكل (14): التركيب الإلكتروني لذرة الكلور، وتوزيع هوند.

أما عند ارتباط ذرة الهيدروجين مع ذرة الكلور لتكوين الجُزيء (HCl)، فيتداخلُ الفلك $3p$ في مستوى التكافؤ لذرة الكلور مع الفلك $1s$ في مستوى التكافؤ لذرة الهيدروجين على طول المحور الواصل بين نواتي الذرتين، كما في الشكل (13)، وينجذبُ الإلكترونان في منطقة التداخل نحو نواتي الذرتين في الوقت نفسه، فتنجذب الذرتان نحو منطقة التداخل (الكثافة الإلكترونية) وت تكون الرابطة التساهمية (H-Cl) من النوع سيجما.

وتفسّر النظرية أيضًا الرابطة التساهمية في جزيء الكلور (Cl_2)، فالتوزيع الإلكتروني لمستوى تكافؤ ذرة الكلور هو ($3s^2 3p^5$ ، وبحسب قاعدة هوند يوجد إلكترون منفرد واحد في أفلاك ($3p$))، كما يتضح من التركيب الإلكتروني لذرة الكلور في الشكل (14)، وعنده ارتباط ذرتين الكلور يتداخلُ الفلكان ($3p$) نصف الممليئين من كلا الذرتين رأسياً على طول المحور الواصل بين نواتي الذرتين؛ حيث تتركز الكثافة الإلكترونية في تلك المنطقة بين الذرتين، وينجذبُ الإلكترونان نحو نواتي الذرتين، وتنجذبُ الذرتان نحوهما ونحو بعضهما، وتشاءنتيجةً لذلك الرابطة التساهمية في جزيء (Cl_2). انظرِ الشكل (15).

الشكل (15): تداخل فلكين p لتكوين الرابطة .Cl-Cl

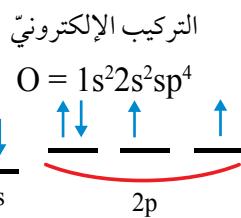
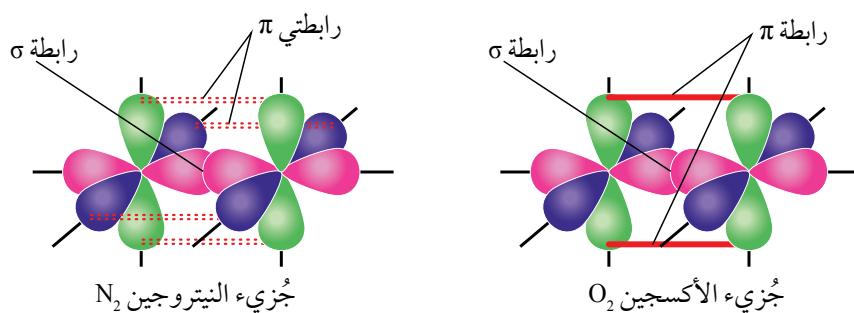


أمّا في الجزيئات التي تحتوي على روابط ثنائية أو ثلثية، مثل الأكسجين (O_2) أو النيتروجين (N_2)، فيحدث نوعان من التداخل بين الأفلاك؛ فمثلاً، جزيء الأكسجين (O_2) ترتبط فيه ذرّتا الأكسجين برابطة ثنائية، وبالنظر إلى التركيب الإلكتروني لذرّة الأكسجين تجد أن التوزيع الإلكتروني لمستوى التكافؤ هو $(2s^2 2p^4)$ ، وبحسب قاعدة هوند فهو يحتوي على إلكترونين منفردين في أفلاك $2p$ ، كما في الشكل (16)، ولتكوين الرابطة الثنائية يحدث نوعان من التداخل بين فلكي $(2p)$ من كل ذرّة، كما يأتي:

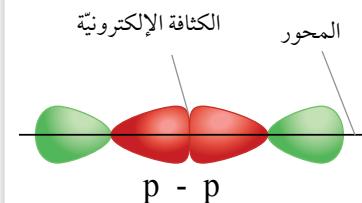
النوع الأول: يتداخل طرفا الفلکین على امتداد المحور الواصل بين الفلکین (P)، وتتركز الكثافة الإلكترونية على امتداد المحور الواصل بين نواتي الذرّتين، وتنشأ رابطة تساهمية من النوع سيجما (σ)، كما في الشكل (17). وينطبق ذلك على جميع الروابط التي تنشأ بالطريقة نفسها.
النوع الثاني: يتداخل الفلکان (p) المتعامدان جانبياً، وتتوزع الكثافة الإلكترونية على جانبي المحور الواصل بين نواتي الذرّتين، وتنشأ رابطة تساهمية من النوع باي (π)، كما يتضح في الشكل (18).

وهذا يوضح أن إحدى الرابطتين الثنائيتين في جزيء الأكسجين (O_2) من النوع سيجما (σ) والثانية من النوع باي (π)، وينطبق ذلك على الرابطة الثلاثية في جزيء النيتروجين (N_2) فتنتهي الرابطة سيجما (σ) من تداخل أفالك (p) على المحور الواصل بين نواتي الذرّتين، بينما تكوّن الرابطتان الأخريان من التداخل الجانبي لأفالك (p)، وتنشأ نتيجة ذلك رابطتان من النوع باي (π). ويبين الشكل (19) الرابط سيجما وباي في جزيئي الأكسجين والنيتروجين.

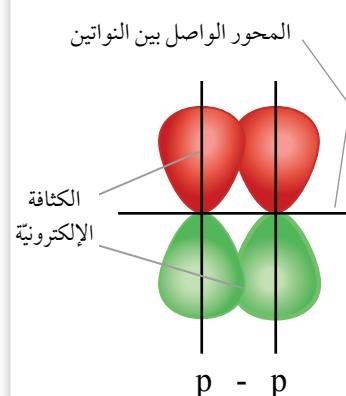
أتحقق: أُحدّد عدد الرابط سيجما (σ) وباي (π) في كلّ من جزيء النيتروجين (N_2)، وجزيء الإيثين ($CH_2=CH_2$). 



الشكل (16): التركيب الإلكتروني لذرّة الأكسجين، وتوزيع هوند.



الشكل (17): تداخل فلكي p رأسياً لتكوين الرابطة سيجما.



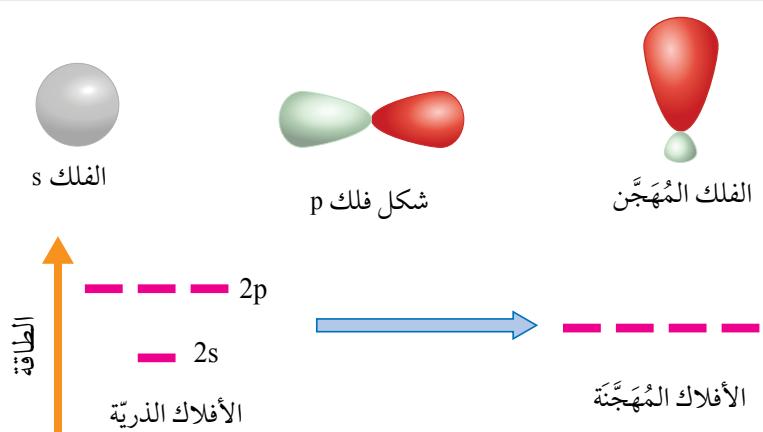
الشكل (18): تداخل فلكي p جانبياً لتكوين الرابطة باي.

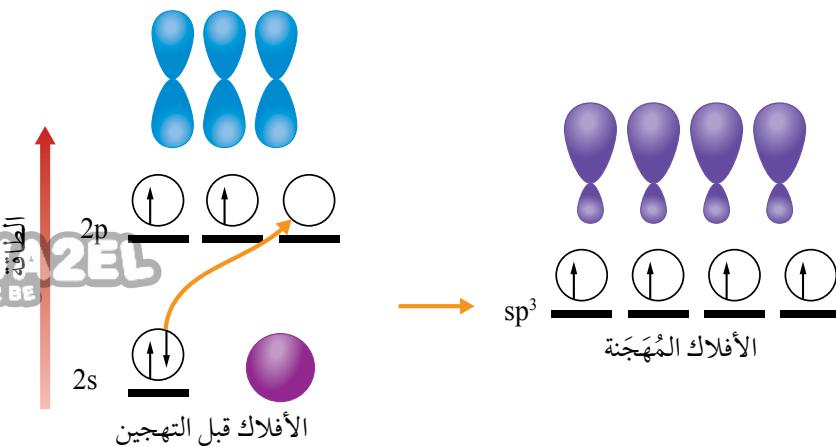
الشكل (19): الرابط سيجما وباي في جُزيئي الأكسجين O_2 والنيتروجين N_2 .

التهجين والأفلاك المُهَجَّنة:

تشير الدراسات إلى أن بعض الجزيئات لا يتوافق تركيبها أحياناً مع الحقائق التي جاءت بها النظريتان السابقتان، كمقدار الزاوية بين الروابط أو عدد الروابط التي يمكن للذرّة أن تكونها، كما في جزيء الميثان (CH_4)، فالرجوع إلى تركيب ذرة الكربون نجد أن مستوى التكافؤ فيها يحتوي على إلكترونين منفردين؛ ما يشير إلى قدرتها على تكوين رابطتين فقط، إلا أنها تكون في الواقع أربع روابط مع الهيدروجين (C-H)، ولفهم ذلك افترض العلماء أن هذه الروابط تنشأ من تداخل ثلاثة أفلاك $2p$ مع ثلاثة أفلاك $1s$ من ذرات الهيدروجين لتكوين ثلاثة روابط (C-H)، وأن الرابطة الرابعة تنتج من تداخل الفلك $2s$ من ذرة الكربون مع فلك $1s$ من ذرة الهيدروجين؛ ما يشير إلى أن الزاوية بين الروابط الناتجة من أفلاك p يفترض أنها (90°)، وهذا يتعارض عملياً مع الزاوية بين الروابط وفق نظرية تنافر أزواج الإلكترونات، وهي (109.5°)، ولتفسير ذلك افترض العلماء أن ذرة الكربون تستخدم أفلاكاً تختلف عن الأفلاك الذرية التي تظهر في تركيب الذرة الإلكتروني، وهي أفلاك تنشأ نتيجة حدوث اندماج بين أفلاك التكافؤ في الذرة نفسها في عملية تسمى **التهجين** (Hybridization)، وتعني اندماج أفلاك مستوى التكافؤ في الذرة نفسها ليتحلّ منه أفلاك جديدة تختلف عن الأفلاك الذرية في الشكل والطاقة، تسمى **الأفلاك المُهَجَّنة** (Hybrid Orbitals)، تشارك في تكوين روابط من النوع سيجما، ويبيّن الشكل (20) اختلاف طاقة الأفلاك المُهَجَّنة وشكلها عن الأفلاك الذرية. وستتعرّف في ما يأتي أنواع التهجين في العديد من الجزيئات.

الشكل (20): مقارنة طاقة الأفلاك المُهَجَّنة وشكلها بطاقة الأفلاك الذرية وشكلها.





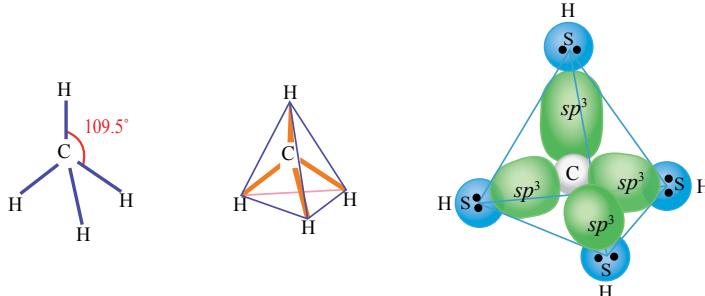
الشكل (21): توزيع الإلكترونات في أفالوك ذرة الكربون قبل التهجين وبعده.

التهجين sp^3

تتتجُّ الأفالوك المُهَجَّنة من اندماج أفالوك ذرية مختلفة في مستوى التكافؤ، ويعتمد نوع التهجين على عدد أزواج الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية، وعدد الأفالوك المُهَجَّنة التي تشارك في تكوين روابط تساهيَّة من النوع سجماً؛ فمثلاً، يشير التركيب الإلكتروني لذرة الكربون، الموضَّح في الشكل (20)، إلى حدوث تهجين لأفالوك مستوى تكافئها؛ حيث يندمج الفلك $2s$ مع ثلاثة أفالوك $2p$ ليتَّبع منها أربعة أفالوك مُهَجَّنة متماثلة في الشكل والطاقة، يطلق عليها الأفالوك المُهَجَّنة sp^3 . وَيُعاد توزيع الإلكترونات التكافؤ على الأفالوك الأربع لتُصبح جميعها نصف ممَّثلة بالإلكترونات، ثم يتدخل كلُّ ذلك منها مع الفلك $1s$ من ذرة الهيدروجين لتكوين أربع روابط أحاديث متماثلة من النوع سيجما، كما يبيَّنُ الشكل (21).

ويفسِّر ذلك الشكل الفراغي لجزيء CH_4 ، حيث تتوزَّع أربعة أزواج من الإلكترونات الرابطة باتجاه رؤوس رباعي الأوْجه مُنتظمٍ لتكون الزاوية بين الروابط (109.5°) . انظرِ الشكل (22).

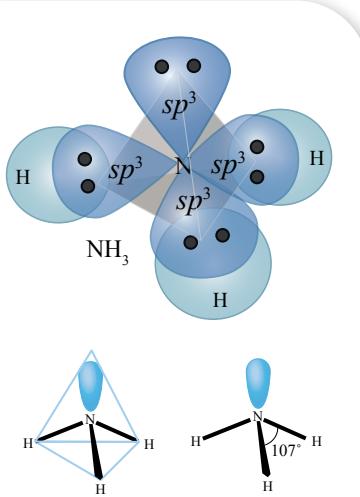
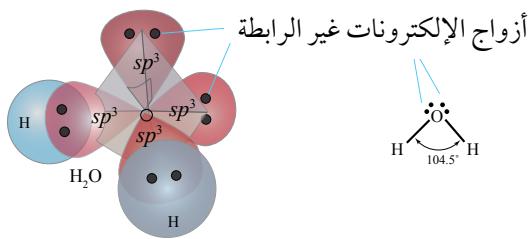
أفْكَرْ: ما الأفالوك التي تستخدمُها ذرة السيليكون في تكوين الروابط مع ذرة الكلور في الجزيء $SiCl_4$ ؟



الشكل (22): الشكل الفراغي لجزيء الميثان CH_4 وتوزيع أزواج الإلكترونات الرابطة.

الشكل (23): الشكل الفراغي لجزيء الماء H_2O وتوزيع أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة.

- ما أنواع الأفلاك المكونة للرابطة (O-H)؟



الشكل (24): الشكل الفراغي لجزيء الأمونيا NH_3 وتوزيع أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة.

أفخر: ما التهجين المتوقع للذرة PCl_3 في الجزيء PCl_3 ؟

ويُمكن تفسير الروابط في جزيء الماء (H_2O) في ضوء التهجين sp^3 ، فذرّة الأكسجين تمتلك إلكترونين منفردين في مستوى التكافؤ في الأفلاك $2p$, كما يشير توزيعها الإلكتروني ($2s^2 2p^4$), وبناءً على هذا يُفترض أنّ أفلاك $2p$ تشارك في تكوين الرابطة (O-H) والزاوية بين الرابطتين في جزيء الماء (90°), إلّا أنّها (104.5°) في الواقع، وهي أقرب إلى الزاوية (109.5°) الناتجة من الأفلاك المُهَجَّنة sp^3 , وذلك يفسّر أنّ ذرّة الأكسجين تستخدم أفلاكاً مُهَجَّنة من النوع sp^3 لتكون الرابطة (O-H) في جزيء الماء. ونظرًا إلى وجود زوجين من الإلكترونات غير الرابطة حول ذرّة الأكسجين فإنّ الشكل الفراغي لجزيء الماء يُشَكّل من شكل رباعي الأوجه المُنتظم ليكون شكلًا مُنحنيًا، كما في الشكل (23).

وكذلك فإنّ الأفلاك المُهَجَّنة sp^3 تدخل في تكوين الروابط في جزيء الأمونيا NH_3 , فمستوى التكافؤ لذرّة النيتروجين يحتوي على ثلاثة إلكترونات منفردة في أفلاك $2p$, كما يشير توزيعها الإلكتروني ($2s^2 2p^3$), وهذا يعني أنّ ذرّة النيتروجين تستخدم أفلاك $2p$ الثلاثة لتكونين ثلاثة روابط مع ذرات الهيدروجين، والزاوية بين الرابط (90°), إلّا أنّها (107°) في الواقع، وهي أقرب إلى الزاوية (109.5°) الناتجة من الأفلاك المُهَجَّنة sp^3 ; ما يعني أنّ ذرّة النيتروجين تستخدم أفلاكاً مُهَجَّنة من النوع sp^3 , وذلك يفسّر توزيع ثلاثة أزواج من الإلكترونات الرابطة حول ذرّة النيتروجين باتجاه رؤوس هرم ثلاثي، كما يتّضح من الشكل (24).

أتحقق: ما نوع التهجين في الذرات المركزية لكلٍّ من الجزيئات $(\text{OF}_2, \text{NF}_3)$? ما الشكل الفراغي لكلٍّ من هذه الجزيئات؟

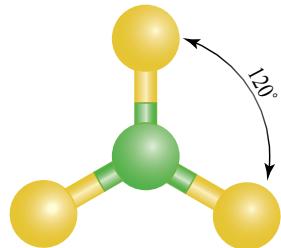
التهجين sp^2

بدراسة الروابط في الجزيء BF_3 ، نجد أن مستوى التكافؤ لذرة البورون (B) يحتوي على إلكترون منفرد واحد في أفلاك $2p$ ، وهذا يعني أن ذرة البورون يمكنها تكوين رابطة واحدة، وفي الواقع أنه يمكنها تكوين ثلاثة روابط من النوع سيجما في الجزيء BF_3 ، تكون الزاوية بينها (120°) ويكون شكلها الفراغي مثلاً مسلياً، انظر الشكل (25)؛ ما يبرر افتراض حدوث التهجين في ذرة البورون؟ حيث يندمج فلك $2s$ مع فلكين من $2p$ ويتجزأ ثلاثة أفلاك مهاجنة من النوع sp^2 ، تتواءم عليها إلكترونات التكافؤ للذرة ويصبح هناك ثلاثة إلكترونات منفردة يمكنها تكوين ثلاثة روابط تساهمية من النوع سيجما، كما هو موضح في الشكل (26).

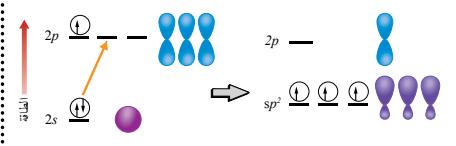
التهجين sp

يحدث التهجين sp نتيجة اندماج فلك s مع الفلك p في مستوى التكافؤ للذرّة المركزية، ويمكن ملاحظة هذا النوع من التهجين في ذرة البيريليوم في المركب BeH_2 ، بالنظر إلى توزيعها الإلكتروني ($1s^2 2s^2 2p^2$) نلاحظ أنه لا توجد إلكترونات منفردة في مستوى التكافؤ، في حين أنها تكون رابطتين من النوع سيجما مع ذرتين الهيدروجين؛ ما يبرر حدوث تهجين من النوع sp في ذرة البيريليوم، كما في الشكل (27)، وبذلك فإن ذرة البيريليوم تحاط بزوجين من الإلكترونات الرابطة تتواءم على جانبيها بزاوية (180°) ، ويكون الشكل الناتج خطياً. انظر الشكل (28).

أتحقق: ما نوع الأفلاك المهجنة التي تستخدمها الذرات المركزية في كل من الجزيئات $(BeCl_2, BH_3)$ ؟



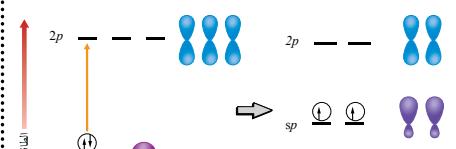
الشكل (25): الشكل الفراغي لجزيء BF_3 .



أفلاك مستوى التكافؤ الأصلية أفلاك مستوى التكافؤ بعد التهجين

الشكل (26): توزيع الإلكترونات في أفلاك ذرة البورون قبل التهجين وبعدة.

أحد الأفلاك المندمجة لتكون التهجين sp^2 في ذرة البورون.



أفلاك مستوى التكافؤ الأصلية أفلاك مستوى التكافؤ بعد التهجين

الشكل (27): توزيع الإلكترونات في أفلاك ذرة البيريليوم قبل التهجين وبعدة.



الشكل (28): الشكل الفراغي لجزيء BeH_2 وتوزيع أزواج الإلكترونات الرابطة.

قطبية الجزيئات

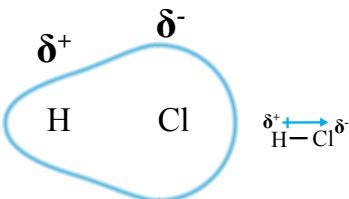
تنشأ الرابطة التساهمية نتيجة تشارك ذرّتين بزوج واحد من الإلكترونات على الأقل، يطلق عليه زوج الإلكترونات الرابطة، ينجذب نحو نواتي الذرّتين في الوقت نفسه؛ فمثلاً، يكون انجذاب زوج الإلكترونات المشتركة بين ذرّتي الكلور في الجزيء Cl_2 متساوياً؛ وذلك لأنّ قدرة هاتين الذرّتين على جذب الإلكترونات الرابطة متساوية (لها السالبية الكهربائية نفسها)، أمّا في جزيء كلوريد الهيدروجين HCl فإنّ زوج الإلكترونات ينجذب نحو ذرّة الكلور الأكثر سالبية كهربائية أكثر من انجذابه نحو ذرّة الهيدروجين، وبذلك يُزاح نحو ذرّة الكلور وتزداد الكثافة الإلكترونية حولها وتظهر عليها شحنة جزئية سالبة (δ^-)، أمّا ذرّة الهيدروجين فقدُّ الكثافة الكهربائية حولها؛ لذلك تظهر عليها شحنة جزئية موجبة (δ^+)، ويبدو حينئذ أنّ للرابطة قطبين؛ أحدهما سالب والآخر موجب، وتصفُّ بأنّها رابطة قطبية، كما في الشكل (29).

تعتمد قطبية الرابطة على الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرّتين المكوّنتين للرابطة، فتزداد بزيادة فرق السالبية الكهربائية. وتكون الرابطة غير قطبية إذا قل فرق السالبية الكهربائية بين الذرّتين عن 0.4 وفق مقياس باولنج.

وبسبب وجود روابط قطبية في الجزيئات فإنّها قد تكون قطبية؛ أي أنها تمتلك **عزم قطبياً** Dipole Moment، وهو مقياس كمي لمدى توزّع الشحنات في الجزيء، ويعتمد على المسافة الفاصلة بين الشحنات على طرفي الجزيء، ويقاس بوحدة الديبيا (Debye(D))، وبناءً على ذلك يكون الجزيء HCl قطبياً، بينما يكون الجزيء Cl_2 غير قطبي.

ويتوقف وجود عزم قطبي للجزيئات متعددة الذرات على الشكل الفراغي للجزيء، إضافة إلى قطبية روابطه، التي يمكن التعامل معها كقوى متجهة (ذات مقدار واتجاه)، فإذا كانت قطبية رابطة تساوي قطبية الأخرى وتعاكسها فإن إحداثهما تلغى الأخرى وتساوي المحصلة حينئذ صفرًا؛ أي أن العزم القطبي للجزيء يساوي صفرًا، ويكون الجزيء غير قطبي، ومثال ذلك جزيء BeCl_2 ، الذي يتّخذ شكلاً خطياً، فإن قطبية

الشكل (29): قطبية الرابطة في جزيء HCl .

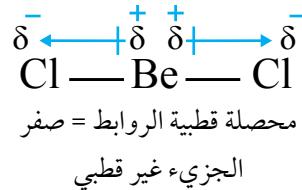


رابطيه تلغى إحداهما الأخرى، وبذلك يكون العزم القطبي للجزيء صفرًا، ويكون الجزيء غير قطبي. انظر الشكل (30).

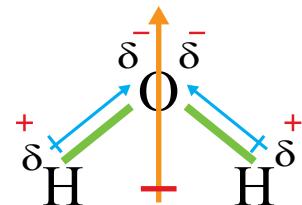
أما جزيء الماء (H_2O) ذو الشكل المنحني، فيجد أن قطبية روابطه لا تلغى بعضها بعضاً، ولا يساوي عزمُهُ القطبي صفرًا، وبهذا يكون قطبياً. انظر الشكل (31).

يتضح مما سبق أنه رغم قطبية الروابط في كل من الجزيئين (H_2O) و ($BeCl_2$)، فإن الجزيء (H_2O) قطبي، بينما الجزيء ($BeCl_2$) غير قطبي؛ وذلك بسبب اختلاف الشكل الفراغي لكل منهما؛ ما يعني أن قطبية الرابطة ليست شرطاً كافياً ليكون الجزيء قطبياً. ويبيّن الجدول (7) العلاقة بين الشكل الفراغي للجزيء وقطبيته.

AWA2EL
LEARN 2 BE

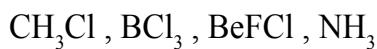


الشكل (30): العزم القطبي لجزيء $BeCl_2$



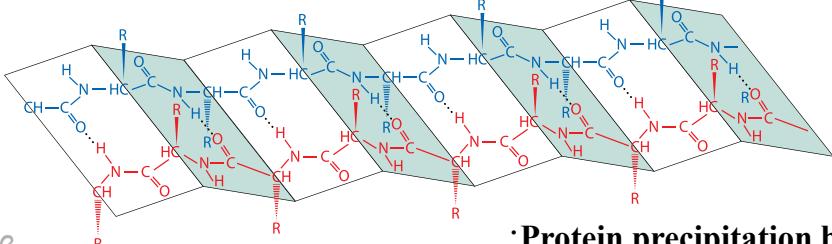
الشكل (31): العزم القطبي لجزيء H_2O

أتحقق أي الجزيئات الآتية له عزم قطبي:



الجدول (7): العلاقة بين الشكل الفراغي للجزيء وقطبيته.

شرط التتحقق	قطبية الجزيء	الشكل الفراغي	الصيغة العامة للجزيء
X من النوع نفسه	غير قطبي	خطي	AX_2
X,Y مختلفان	قطبي	خطي	AXY
-----	قطبي	منحنٍ	AX_2
X من النوع نفسه	غير قطبي	مثلاً مستوى	AX_3
X,Y مختلفان	قطبي	مثلاً مستوى	AX_2Y
-----	قطبي	هرم ثلاثي	AX_3
X من النوع نفسه	غير قطبي	رباعي الأوجه	AX_4
X,Y مختلفان	قطبي	رباعي الأوجه	AX_3Y



تركيب سلاسل البروتينات

أبحث: أرجع إلى موقع إلكتروني مناسب عبر شبكة الإنترنت، وأبحث عن قطبية الجزيئات NOCl , NO_2 , SO_2 ، وأكتب تقريراً بذلك، أو أصمّ عرضاً تقديمياً حول الموضوع، ثم أناقشه مع زملائي وعلّمي.

ترسيب البروتين بالتمليل **:Protein precipitation by salting**

تتميز البروتينات باحتواها على مجموعات قطبية، مثل NH_2 و COOH و NH_3^+ و OH^- ، وعند استخلاصها من الخلايا فإن مجموعاتها القطبية تنجذب نحو جزيئات الماء القطبية وترتبط بها مكونة محلولاً غرورياً، واستخلاص هذه البروتينات من محلول يضاف بعض الأملاح إلى محلول، مثل كبريتات الأمونيوم $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ، التي تذوب فيه وتنجذب أيوناتها الناتجة نحو الأطراف القطبية للماء وترتبط بها بدلاً من المجموعات القطبية لسلسل البروتينات؛ مما يسبب تحرّر هذه السلاسل وانجذبها نحو بعضها البعض، فتشكل روابط هيدروجينية وترسب بسبب زيادة كتلتها المولية؛ وبهذا يجري عزل البروتينات وترسيبها.

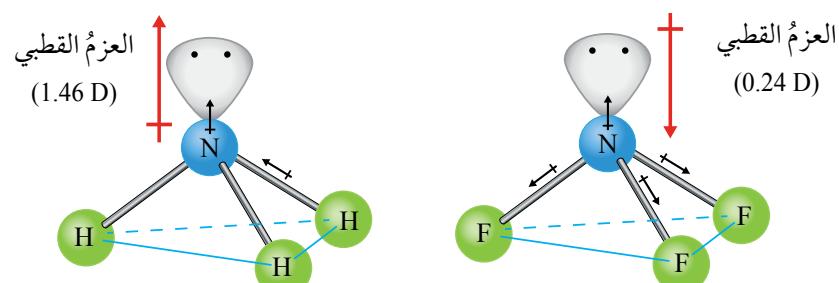
أثر أزواج الإلكترونات غير الرابطة في قطبية الجزيء

تمتلك بعض الجزيئات أزواج إلكترونات غير رابطة تحيط بذرّة الجزيء المركزية، مثل NH_3^+ ، يتولّد لها عزم قطبي صغير نسبياً يتجه بعيداً عن النواة؛ ما يؤدي إلى زيادة عزم الجزيء الققطبي أو التقليل منه، وذلك تبعاً لاتّجاه قطبية الروابط في الجزيء، كما يتضح من الشكل (32)، الذي يبيّن اتجاهات العزوم القطبية في كلٍ من الجزيئين $(\text{NH}_3^+, \text{NF}_3)$.

أتحقق أفسّر: العزم الققطبي لجزيء الماء (H_2O) أكبر من العزم الققطبي للجزيء (OF_2) .

الشكل (32): اتجاهات العزوم القطبية في كل من الجزيئين NF_3 و NH_3^+

أفسّر: العزم الققطبي للجزيء NH_3^+ أكبر من العزم الققطبي للجزيء NF_3 .



التجربة 2

الأشكال الفراغية للجزيئات وقطبيتها

المواد والأدوات:

لوح من الكرتون الأبيض، أفلام تخطيط ملونة، مسطرة (1m)، مقص، مشرط، لاصق، ورق مصفول ملون.

إرشادات السلامة:

- أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- أتعامل مع المقص والمشرط بحذر شديد.

خطوات العمل:

1- **أصمم** جدولًا على ورقة (A4) يتضمن معلومات عن أشكال الجزيئات المختلفة، كما يأتي:

أمثلة لجزيئات		عدد أزواج الإلكترونات	عدد أزواج الإلكترونات المحيطة	مقدار الزاوية بين الذرة المركزية والروابط	شكل الفراغي للجزيء	نوع التهجين في الذرة المركزية	صيغة العامة للجزيء
قطبية	غير قطبية	غير الرابطة	بالذرة المركزية	الروابط	للجزيء	المركيزية	
BeCl ₂							AX ₂
NH ₃							AX ₃
							AX ₄

2- **أصمم** لوحةً جداريةً من الكرتون، كما في الشكل المجاور.

3- استخدم الورق الملون لتصميم أشكال الأفلاك المكونة للروابط في الجزيئات (الأمثلة المذكورة)، ثم الصُّقهُ في المكان المخصص على اللوحة.

4- أدوِّن المعلومات المتعلقة بالشكل في المكان المخصص له.

5- أغلِّقُ اللوحةً في مكان ظاهر في غرفة المختبر، وأشار إلى زملائي المعلومات المتعلقة بالتهجين وأشكال الجزيئات.

التحليل والاستنتاج:

1- أحَدَّد أشكال الجزيئات التي تكون دائمًا قطبية.

2- أحَدَّد أشكال الجزيئات التي قد تكون قطبية أو غير قطبية.

3- **أفسِّرُ** العلاقة بين قطبية الروابط وقطبية الجزيء.

4- **استنتجُ** العلاقة بين قطبية الجزيء وشكله الفراغي.



مراجعةُ الدرس



- 1 - الفكرةُ الرئيسية: أوضح مبررات نظرية التهجين.
- 2 - أوضح المقصود بكلٍّ من: التهجين، العزم القطبي.
- 3 - أبرز استخدام ذرة الأكسجين في جزيء الماء أفالاً مهجنة من النوع³.
- 4 - أفسر: الجزيء NF_3 قطبي بينما الجزيء BF_3 غير قطبي.
- 5 - إذا علمت أنَّ عنصرين (X_4 , Y_8) يرتبط كلٌّ منهما مع الهيدروجين مكوناً الصيغة (YH_2, XH_2) ، فأجيب عن الأسئلة الآتية:
 - أ . أكتب تركيب لويس لكُلّ منهما.
 - ب . أرسم شكل كُلّ منهما الفراغي.
 - ج. أحدد نوع التهجين الذي تستخدمه أفالوك الذرة المركزية في كُلّ منهما.
 - د . أفسر استخدام الذرة (X) للأفالوك المهجنة في تكوين الروابط.
 - هـ. أحدد الجزيء الذي له عزم قطبي.
- 6 - يستخدم الأستيلين في قصِّ الفلزات ولحامها في ورشات تصليح هياكل السيارات.
أدرس جزيء الأستيلين ($CH \equiv CH$), ثمَّ أجيب عن الأسئلة الآتية:
 - أ . أتوقع نوع التهجين الذي تستخدمه كُلّ من ذرتي الكربون في الجزيء.
 - ب . أحدد عدد الروابط سيجما وباي في الجزيء.
 - ج. أسمِّي الأفالوك التي تستخدمها ذرةُ الكربون في تكوين كُلّ من الروابط الآتية:
 $(C \equiv C)$, $(C-H)$

الفكرة الرئيسية:

ترتبط الجزيئات في المواد المختلفة وذرات الغازات النبيلة بقوى تجاذب ذات أهمية كبيرة في تحديد خصائصها الفيزيائية.

تتاجُّنُ التعلمُ:

- أتوصل إلى المفاهيم الأساسية المتعلقة بالروابط بين الذرات والجزيئات.
- أتعرفُ أنواعَ قوى التجاذب بين الجزيئات.
- أستكشفُ أثرَ قوى التجاذب بين الجزيئات في الخصائص الفيزيائية للمواد.

المفاهيم والمصطلحات:

القوى بين الجزيئات

Intermolecular Forces

الروابط الهيدروجينية

Hydrogen Bonds

قوى ثنائية القطب

Dipole-Dipole Forces

London Forces

قوى لندن

ثنائية القطب اللحظية

Instantaneous Dipole

أنواع قوى التجاذب بين الجزيئات

Types of Attraction Forces between Molecules

تنشأُ بين جسيمات المادة المجاورة (جزيئات أو ذرات أو أيونات) قوى تجاذب تُعدُّ المسؤولة عن الكثير من خصائص المادة، مثل درجة الغليان ودرجة الانصهار ولزوجة السوائل وغيرها، وكذلك تحوُّلاتها من حالة فизيائية إلى أخرى؛ فمثلاً، تكون هذه القوى ضعيفة جدًا بين جزيئات الغاز؛ ما يفسِّرُ قدرَتِه على الانتشار والتَّدفق بسهولة، وفي المواد السائلة تكون قوى التجاذب بين جسيماتها قويةً بما يكفي لتبقى متماسكةً مع بعضها، أمّا المواد الصلبة فتكون قوى التجاذب بين جسيماتها أكثرَ قوَّةً مما في المواد السائلة، ويُطلق على ذلك اسم القوى بين الجزيئات Intermolecular Forces، وهي قوى تجاذب تنشأ بين جسيمات المادة نفسها، تختلفُ بطبيعتها عن الروابط الكيميائية التي تنشأُ بين الذرات، وعادةً تكون أضعفَ منها بكثيرٍ؛ إذ تعادل قوتها (1-10%) من قوَّةِ الرابطة التساهمية.

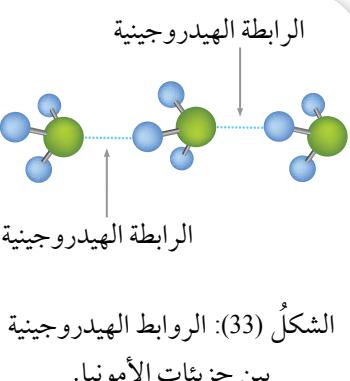
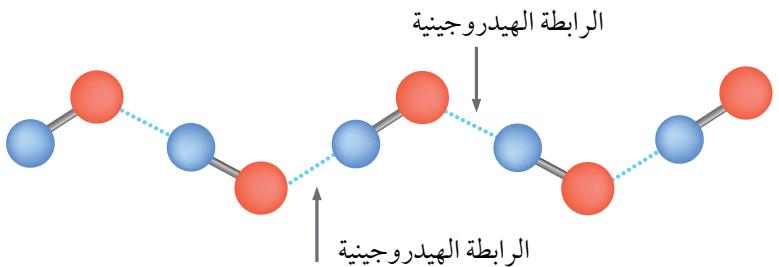
وهناك ثلاثة أنواع أساسيةٍ من القوى بين الجزيئات، هي: الروابط الهيدروجينية Hydrogen Bonds، وقوى ثنائية القطب Dipole-Dipole Forces، وقوى لندن London Forces. وسوف تعرَّفُ في هذا الدرس هذه القوى وأثرَها في الخصائص الفيزيائية للمواد المختلفة.

الروابط الهيدروجينية Hydrogen Bonds

تنشأُ الرابطة الهيدروجينية بين الجزيئات التي تحتوي على ذرة هيدروجين ترتبط في الجزيء برابطة تساهمية بإحدى الذرات ذات السالبية الكهربائية العالية، مثل: الفلور، والأكسجين، والنitrogen كما في الجزيئات (NH_3 , H_2O , HF).

فمثلاً، عند ارتباط ذرة الهيدروجين مع ذرة الفلور لتكوين الرابطة (H-F) فإن الكثافة الإلكترونية تزاح نحو ذرة الفلور؛ مما يجعلها ذات شحنة جزئية سالبة (-8)، في حين تكون ذرة الهيدروجين ذات

الشكل (32): الروابط الهيدروجينية بين جزيئات فلوريد الهيدروجين.

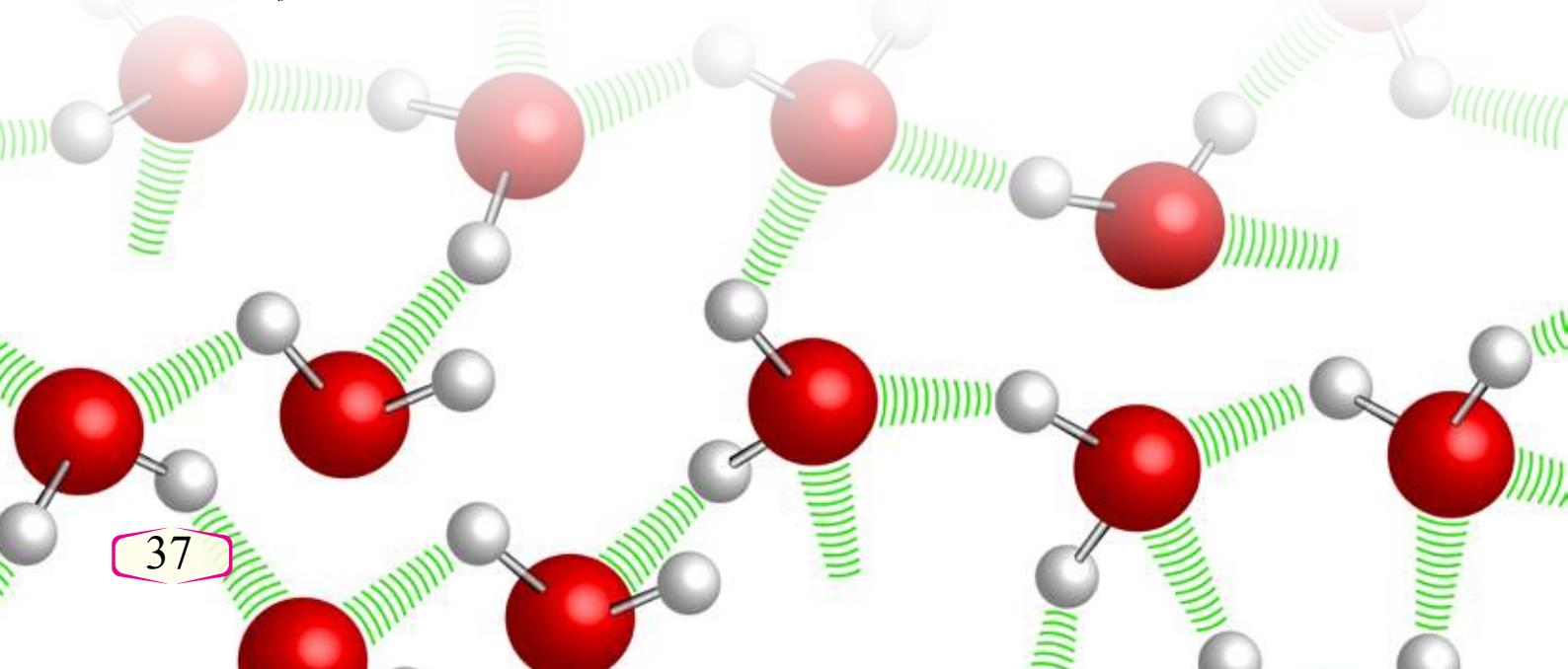


الشكل (34): الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء.

أَحدَدْ عددَ الروابط الهيدروجينية التي تحيطُ بجزيء الماء.

شحنة جزئية موجبة (δ^+)، وتكون قطبية الرابطة بينهما عالية، وعند اقتراب جزيئي HF من بعضهما فإن الشحنة الجزئية الموجبة لذرة الهيدروجين في الجزيء تتجذب نحو زوج الإلكترونات غير الرابطة في ذرة الفلور في الجزيء المجاور، وينشأ بينهما قوة تجاذب تُعرف بالرابطة الهيدروجينية **Hydrogen Bond**، كما في الشكل (32).

وكذلك تنشأ الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات الأمونيا (NH_3)؛ فذرّة الهيدروجين ترتبط بذرّة النيتروجين برابطة تساهمية ذات قطبية عالية، وعند اقتراب جزيئات الأمونيا من بعضها فإن ذرّة الهيدروجين في الجزيء الأول تتجذب نحو زوج الإلكترونات غير الرابطة لذرة النيتروجين من الجزيء الثاني، وتنشأ بينها رابطة هيدروجينية، كما يتضح في الشكل (33). أمّا جزيئات الماء (H_2O)، فيوجد زوجان من الإلكترونات غير الرابطة حول ذرة الأكسجين في الجزيء، وذرّتي هيدروجين، يمكن لكل منها تكوين رابطة هيدروجينية مع جزيئات ماء مجاورة، وبناءً على ذلك تنشأ شبكة من الروابط الهيدروجينية وتتّخذ جزيئات الماء ترتيباً شبكيّاً، كما يظهر في الشكل (34).

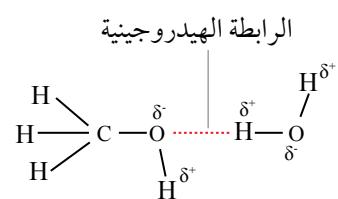


الجدول (8): طاقة الرابطة الهيدروجينية في بعض الجزيئات.

طاقة الرابطة (kJ\mole)	الرابطة الهيدروجينية	المادة
155	F – H.....F	فلوريد الهيدروجين (HF)
21	O – H.....O	الماء (H_2O)
13	N – H....N	الأمونيا (NH_3)

أفخر: رغم أنّ الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات الماء أقوى منها بين جزيئات الأمونيا فإنّ درجة غليان الماء أعلى من درجة غليان (HF).

وتعتمد قوّة الرابطة الهيدروجينية على قطبّيّة الرابطة التساهميّة بين الذرّتين في الجزيء وطولها بين جزيئين متّجاوريين؛ فمثلاً، نجد أنّ قوّة الرابطة الهيدروجينية في الماء أكبرُ منها في الأمونيا؛ وذلك لأنّ قطبّيّة الرابطة (O-H) أكبرُ من قطبّيّة الرابطة (N-H)، وكذلك فإنّ قوّة الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات فلوريد الهيدروجين (HF) أكبرُ منها بين جزيئات الماء؛ وذلك لأنّ قطبّيّة الرابطة (H-F) أكبرُ منها للرابطة (H-O). وتُتَعَدُّ طاقة الرابطة مقياساً لقوّة الرابطة الهيدروجينية؛ فمثلاً، طاقة الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات فلوريد الهيدروجين (HF) أكبرُ من مثيلاتها بين كلٍّ من جزيئات الماء وجزيئات الأمونيا، كما يتّضح من الجدول (8)، وهذا يعني أنّها أكثرُ قوّةً من مثيلاتها في الماء والأمونيا. كما تنشأُ الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات مختلفة؛ فمثلاً، عند إذابة الميثanol (CH_3OH) في الماء فإنّ جزيئاته ترتبط بجزيئات الماء برابطة هيدروجينية، كما في الشكل (35).



الشكل (35): الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات الماء والميثanol.

أتحقق أحدهُ من بين المواد الآتية، المواد التي ترتبط جزيئاتها برابطٍ هيدروجينيٍّ، كما في الشكل (35).



أبحثُ: أرجع إلى موقع إلكتروني مناسب عبر شبكة الإنترن特، وأبحثُ في دور الرابطة الهيدروجينية في بناء شريط الحمض النووي الريبي منقوص الأكسجين (DNA), Deoxyribonucleic Acid (DNA)، وأكتب تقريراً بذلك، أو أصمّ عرضاً تقديميًّا حول الموضوع، ثم أناقشهُ مع زملائي ومعلّمي.

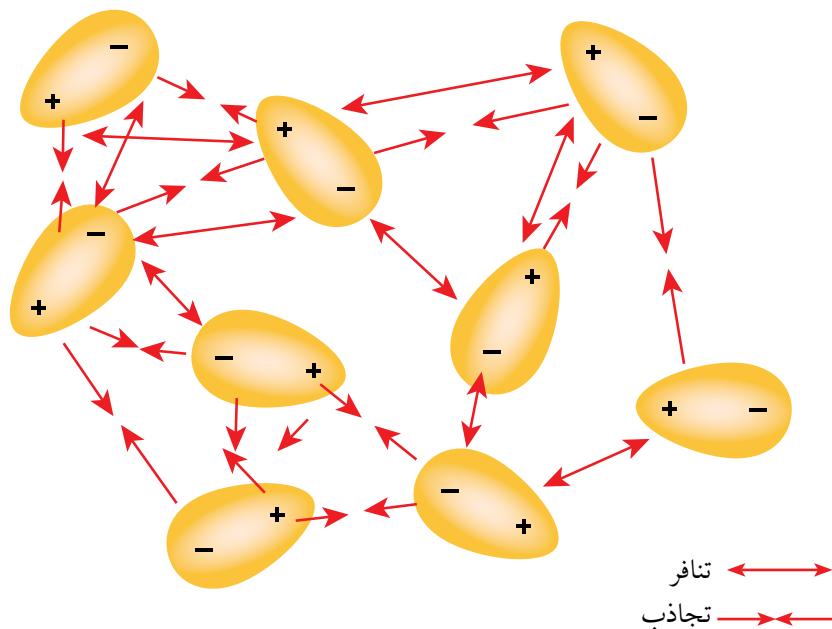
Dipole-Dipole Forces القوى ثنائية القطب

عرفت في ما سبق أنَّ للعديد منَ الجزيئات عزماً قطبياً، وتوصف بأنَّها جزيئات قطبية، وهذا يعني أنَّ الكثافة الإلكترونية توزع على طرفِي الجزيء بشكلٍ غير متجانس، فتظهرُ على أحدِ الطرفيين شحنةً جزئية سالبة بينما تظهرُ على الطرف الآخر شحنةً جزئية موجبة، وتسمى هذه الجزيئات ثنائية القطب. انظرِ الشكل (36).

ينشأ تجاذبٌ بين الطرف السالب للجزيء والطرف الموجب لجزيءٍ مجاور، وتتكونُ نتيجةً لذلك شبكةً من قوى التجاذب بين هذه الجزيئات يُطلق عليها قوى ثنائية القطب **Dipole-Dipole Forces** إضافةً إلى هذه القوى ينشأ تنافرٌ بين الأطراف المتماثلة الشحنة للجزيئات، إلا أنَّ ترتيبِ الجزيئات وقوى التجاذب الناشئة بينها يتغلبُ على قوى التنافر؛ مما يُعيق الجزيئاتِ متماسكةً ومنجدبة نحو بعضها بعضاً في الحالتين السائلة والصلبة. انظرِ الشكل (37).

يتضحُ مما سبق أنَّ قوى ثنائية القطب تنشأ بين الجزيئات القطبية، مثل HCl , CHCl_3 , BF_2Cl ، ويزداد تأثيرُ هذه القوى بزيادة العزم القطبي للجزيء.

الشكل (37): تكوين قوى التجاذب والتنافر بين جزيئات ثنائية القطب.



الجدول (9): مقارنة الحالة الفيزيائية ودرجة الغليان لبعض المواد

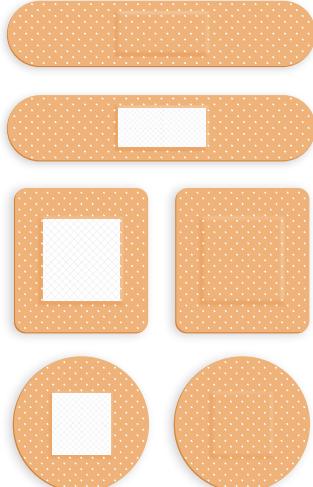
المادة	الصيغة الجزيئية	الحالة الفيزيائية	درجة الغليان (°C)	نوع القوى بين الجزيئات
فلوريد الهيدروجين	HF	سائل	20	هيدروجينية
كلوريد الهيدروجين	HCl	غاز	-85	ثنائية القطب
الماء	H ₂ O	سائل	100	هيدروجينية
كبريتيد الهيدروجين	H ₂ S	غاز	-61	ثنائية القطب
الأمونيا	NH ₃	غاز	-33.4	هيدروجينية
فسفيد الهيدروجين	PH ₃	غاز	-87.8	ثنائية القطب

وبوجه عام، يكون تأثيرها في الخواص الفيزيائية للمواد، مثل الحالة الفيزيائية للمادة ودرجة الغليان وغيرها، أقل من تأثير الروابط الهيدروجينية، ويبيّن الجدول (9) مقارنة الحالة الفيزيائية ودرجة الغليان لبعض المواد التي ترتبط جزيئاتها بروابط مختلفة. يتضح من الجدول أن درجة غليان المواد التي ترتبط جزيئاتها بروابط هيدروجينية، بوجه عام، أعلى منها للمواد التي ترتبط جزيئاتها بقوى ثنائية القطب، وهذا يعني أن الرابطة الهيدروجينية -بشكل عام- أقوى من قوى ثنائية القطب.



اللصقات الطبية Medical plasters

يوجد العديد من التطبيقات العملية على القوى بين الجزيئات في المجال الطبي، وتعد اللصقات الطبية من أكثرها شيوعاً في الوقت الحالي، ومنها اللصقات الطبية البسيطة المستخدمة في تضميد الجروح، واللصقات الخاضعة للألم الروماتيزمية في الظهر والرقبة، وقد انتشر حديثاً استخدام اللصقات الطبية عبر الجلد، التي تعمل على توصيل جرعات محددة من الدواء، مثل المينثول والإستروجين والسكوبولامين، إلى مجرى الدم خلال الجلد؛ حيث تضاف إلى اللصقة مواد لاصقة كيميائياً تتميز بجسامتها بقدرتها على تكوين روابط مختلفة مع الجلد لتشييدها مدةً كافية، وتعالج هذه المواد -عادةً- للتقليل من الآثار الجانبية التي يمكن أن تنشأ عنها.



1 - أحدد المواد التي يتوقع أن ترتبط جزيئاتها في الحالة السائلة

بقوى ثنائية القطب: HI , BF_3 , H_2S , CO_2

2 - أربّب المواد الآتية تصاعدياً حسب درجة غليانها :

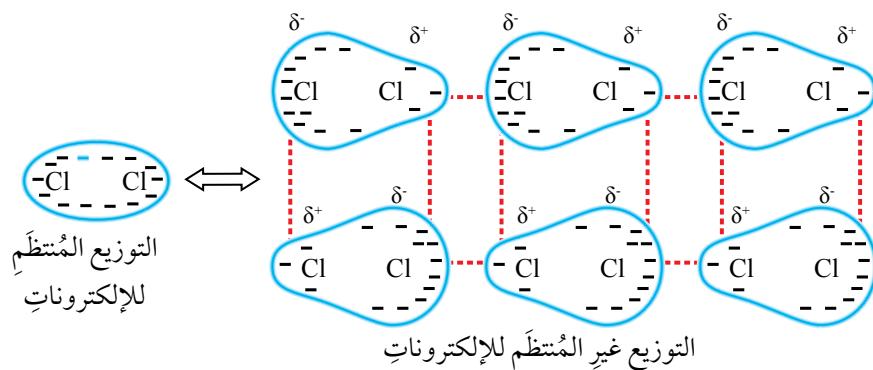
NH_3 , CH_3OH , CH_3Cl

قوى لندن London Forces

يمكن للجزيئات غير القطبية أن تكون متماسكةً ومنجذبة نحو بعضها في الحالة السائلة؛ ما يشير إلى وجود نوع من قوى التجاذب بين هذه الجزيئات، رغم أنها لا تمتلك خواص قطبية، وقد تمكّن العالم فرتر لندن Fritz London من دراسة هذه المواد فتوصل إلى وجود قوى تجاذب ضعيفة تربط بين الجزيئات سميت بقوى لندن London forces، وهي قوى تجاذب ضعيفة تنشأ نتيجة الاستقطاب اللحظي للجزيئات أو الذرات.

يحدث الاستقطاب اللحظي نتيجة توزيع الإلكترونات غير المُتنظم في الجزيئات أو الذرات؛ فمثلاً، جزيء الكلور Cl_2 غير قطبي؛ لأن ذرتيه متساويتان في السالبية الكهربائية، وبسبب حركة الإلكترونات المستمرة في الذرة قد يزداد عدد الإلكترونات في أحد أطراف الجزيء عن الطرف الآخر في لحظة ما، فتزداد الكثافة الإلكترونية في ذلك الطرف ويكتسب شحنة جزئية سالبة (δ^-)، وفي تلك اللحظة تظهر على الطرف الآخر شحنة جزئية موجبة (δ^+)، ويصبح جزيء الكلور (Cl_2) قطبياً، إلا أنه سرعان ما تعود الإلكترونات إلى حالة التوزيع المُتنظم ويفقد الجزيء قطبيته، ولذلك توصف قطبية الجزيء بالقطبية اللحظية، التي تؤثر في الجزيئات المجاورة لتنشأ فيها قطبية لحظية أخرى، وبذلك تنشأ بين جزيئات الكلور قوى تجاذب لحظية كما في الشكل (38)، يطلق عليها ثنائية القطب اللحظية أو قوى لندن.

الشكل (38): تكوين قوى ثنائية القطب اللحظية بين جزيئات الكلور Cl_2 .



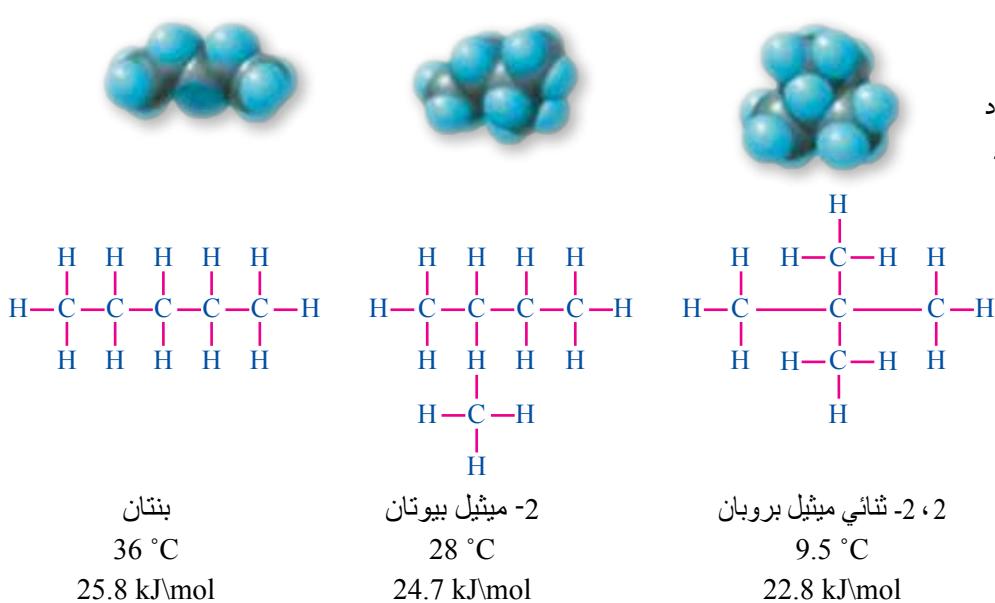
وتتکون قوى لندن بين جميع الجزيئات والذرّات، إلا أن تأثيرها يكون أكثر وضوحاً بين الجزيئات غير القطبية بسبب عدم وجود قوى تجاذب أخرى بينها، إضافةً إلى الجزيئات غير القطبية فإن قوى لندن توجد بين ذرّات الغاز النبيل، مثل الهيليوم والنيون؛ حيث يؤدي توزيع الإلكترونات غير المُمتنظم إلى نشوء تلك القوى لحظياً بين الذرّات. وتعد قوى لندن من أضعف أنواع قوى التجاذب؛ إذ تقدّر قوتها بـحوالي (1%) من قوة الرابطة التساهميّة، وتعتمد هذه القوّة بشكل عام على عدد الإلكترونات في الجزيء أو كتلتها المولية، فتزداد بزيادتها.

كما تأثّر قوى لندن بحجم الجزيئات وأشكالها؛ فمثلاً، هناك ثلاثة مركبات لها الصيغة الجزيئية نفسها ($C_{12}H_{26}$)، ولها الكتلة المولية نفسها، إلا أنها تتفاوت في درجة غليانها وطاقة تبخرها؛ وذلك بسبب اختلاف توزيع ذرّاتها في الجزيء واختلاف أشكالها، كما يظهر في الشكل (39).

لاحظ أنّ قوى لندن تكون في الجزيء الذي له سلسلة كربونية أطول وأقوى منها في الجزيء الذي له سلسلة أقصر؛ وذلك بسبب زيادة فرصة التجاذب على طول السلسلة.



استخدم برنامج صانع الأفلام (Dreem Waver)، وأصمّ فلماً أشرح فيه قوى التجاذب بين الجزيئات، ثم أعرضه أمام زملائي، أو أشاركهم به باستخدام موقع التواصل الاجتماعي (واتس أب) أو موقع المدرسة على (الفيس بوك).



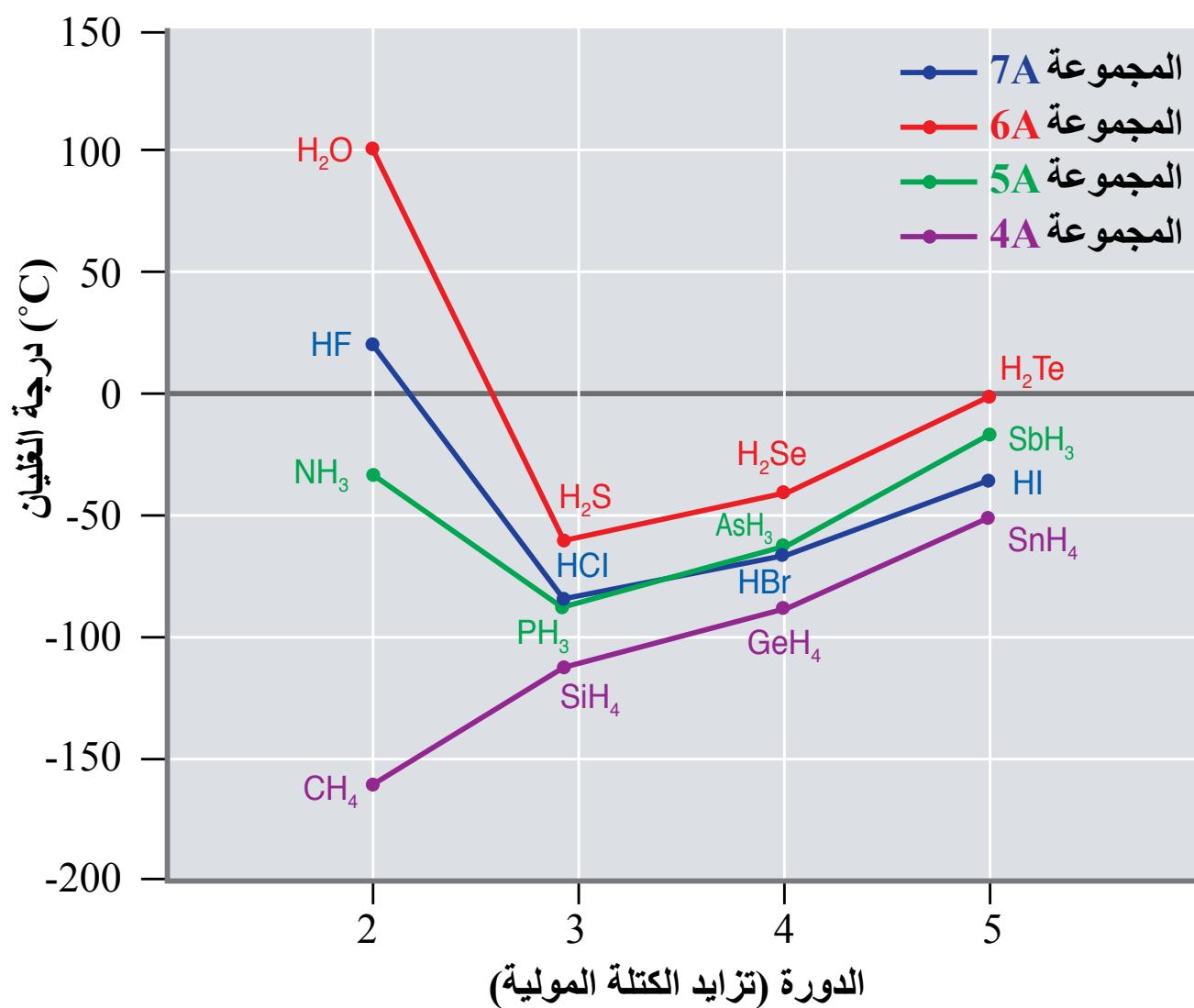
أَفْخَرُ: درجة غليان المركب أعلى من درجة غليان SbH_3 . NH_3



الشكل (40): أثر القوى بين الجزيئات في درجة الغليان لعدد من المواد بزيادة كتلتها المولية.

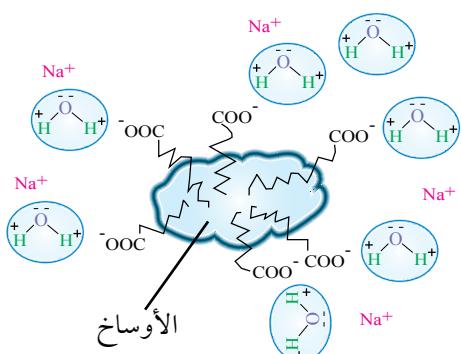
يتضح مما سبق أن الخصائص الفيزيائية للمواد، مثل: درجة الغليان، ودرجة الانصهار، والصلابة، وطاقة التبخر، تزداد بوجه عام بزيادة قوى بين الجزيئات، سواءً كانت الروابط الهيدروجينية أم قوى ثنائية القطب أم قوى لندن، ويبيّن الشكل (40) أثر القوى بين الجزيئات في درجة الغليان لعدد من المواد.

تلاحظ من الشكل أن القوى بين الجزيئات تزداد بزيادة العدد الذري لعناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري وبزيادة الكتلة المولية للمواد التي تكون منها هذه العناصر، وذلك يفسّر الزيادة في درجة غليان هذه المواد.



قوى التجاذب وعمل المنظفات الصابونية

يتكون الصابون من أملاح دهنية لها الصيغة العامة RCOO^-Na^+ وتمثل طرفاً أيونياً (COO^-Na^+) وطرفاً آخر R ، وهو سلسلة هيدروكربونية طويلة غير قطبية. عند إضافة الصابون إلى الماء، والملابس المستسخنة فإن الطرف الأيوني يتجاذب مع الأطراف المشحونة للماء وتنشر خلاله، أمّا الطرف الهيدروكربوني غير القطبي R من الصابون فينغمض داخل الأوساخ وينتشر بينها ويتجاذب معها بقوى لندن؛ مما يسبب إضعاف قوى التجاذب بين جسيمات الأوساخ نفسها وتشتيتها، وعند جريان الماء ينسحب الطرف الأيوني للصابون مع الماء ساحباً معه الطرف الهيدروكربوني والأوساخ المرتبطة به؛ مما يؤدي إلى تخلص الملابس من تلك الأوساخ.



أتحقق: ✓

1 - أُحدِّدُ الموادَّ التي ترتبط جسيماتُها بشكل رئيس بقوى لندن



2 - أيُّها تتوَقّعُ أن يكون له طاقةُ تبَرُّ أعلى، C_3H_8 أم C_5H_{12} ؟
مُبرّراً إجابتك.



التجاذب^٣

قوى التجاذب بين الجزيئات والخصائص الفيزيائية للمواد

المواد والأدوات:

أقلام تخطيط متعددة الألوان، مسطرة طويلة (30 cm)، ورق بياني، مصادر تعلم إلكترونية (شبكة الإنترن特).

إرشادات السلامة:

● أتّبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.

● أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

خطوات العمل:

1- باستخدام مراجع مناسبة، أحدّد درجة غليان المواد في الجدول، ثم أسجلها.

الحالة الفيزيائية عند درجة حرارة الغرفة	درجة الغليان (°C)	نوع قوى التجاذب بين الجسيمات في الحالة السائلة	الكتلة المولية أو الذرية	المادة
			20	Ne
			40	Ar
			84	Kr
سائل			18	H ₂ O
			34	H ₂ S
			81	H ₂ Se
			129.6	H ₂ Te

2- أحدّد نوع قوى التجاذب التي تربط جسيمات كلّ من هذه المواد، ثم أسجلها.

3- أحدّد الحالة الفيزيائية للمواد عند درجة حرارة الغرفة، ثم أسجلها.

4- أرسم بياني العلاقة بين درجة الغليان والكتلة الذرية لذرات العناصر النبيلة.

5- أرسم بياني على ورقة الرسم البياني نفسها بلون مختلف العلاقة بين درجة الغليان والكتلة المولية للمواد الأخرى المذكورة في الجدول.

التحليل والاستنتاج:

1- أُفَسِّر وجود قوى تجاذب بين ذرات الغاز النبيل في الحالة السائلة.

2- أُفَسِّر ارتفاع درجة غليان الماء مقارنةً مع باقي المركبات في الجدول، رغم أنها مركبات لعناصر المجموعة السادسة.

3- أستنتج العلاقة بين الكتلة المولية أو الذرية للمادة ودرجة غليان المادة نفسها، وعلاقة ذلك كُلُّه بقوى التجاذب.

مراجعةُ الدرس



- 1 - الفكرةُ الرئيْسَةُ: أُوْضِحَ سببُ اختلافِ المُوادِ في خصائصِها الفيزيائِيَّةِ.
- 2 - أُوْضِحَ المقصودُ بـكُلِّ مِنَ: الرابطةُ الهيدروجينية، قوى لندن.
- 3 - أُوْضِحَ، مع الرسم، تكوُّنَ ثنائِيِّ القطب اللحظِيِّ بين ذرَّاتِ الهيليوم (He).
- 4 - أَفْسُرُ:
 - أ . درجةُ غليانِ المركب HOCH₂CH₂OH أعلى من درجة غليانِ المركب CH₃CH₂OH.
 - ب . ترتُّب طاقة التبخر المولية لمركبات عناصر المجموعة الرابعة على النحو: $(\text{GeCl}_4 > \text{SiCl}_4 > \text{CCl}_4)$
- 5 - أُحدِّدُ نوعَ قوى التجاذب بين جسيمات كُلِّ من المُوادِ الآتية في الحالة السائلة:

CH₂=CH₂ , SO₂ , CH₃CH₂NH₂ , CH₃OCH₃ , He

- 6 - أُرتُّبُ المُوادِ الآتية تصاعديًّا حسبَ تزايدِ قوَّةِ التجاذب بين جزيئاتها في الحالة السائلة:

CH₃OH , CH₄ , HCl , C₂H₆

الإثراءُ والتَّوسيعُ

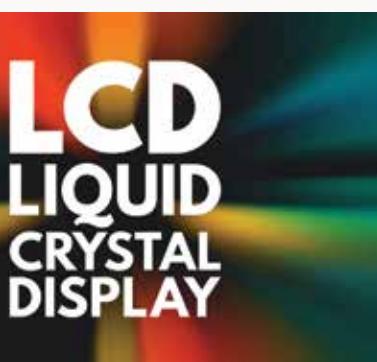
شاشات العرض (LCD)

تُعدُّ شاشاتُ العرض بأنواعها المختلفة مِنَ التقنيّاتِ الحديثة واسعة الاستخدام من حولنا، مثل شاشات البَلُورات السائلة (Liquid Crystal Display)، وشاشات الحاسوب المحمول، وال ساعات الرّقميّة، وأفران الميكروويف، ومشغلات الأقراص المُدمجة و...، التي تستخدِمُ ما يُعرف بالبَلُورات السائلة (Liquid Crystal)، التي يعتمدُ مبدأ عملها على قوى التجاذب بين الجزيئات.

وتتميّز البَلُورات السائلة بِأنَّها تجمعُ بين خصائص المادَّتين الصُّلبة والسائلة في الوقت نفسه؛ حيث يمكن لجزيئاتها أن تترَّبَ وتتصطفَ باتجاهات محدَّدة وفقَ حالة استقطابها وتحافظَ على ترتيبها كما في الموادَّ الصُّلبة، كما يمكنُها الانتقال من موقع إلى آخر كما في الموادَّ السائلة، فهي أقربُ إلى الموادَّ السائلة مِنَ الموادَّ الصُّلبة؛ وذلك لأنَّ قوى التجاذب ثنائية القطب بين جزيئاتها ضعيفةٌ نسبيًّا، مما يتطلّب تزويدَ البَلُورة بكميّة قليلةٍ مِنَ الطاقة للتغلب عليها وتحرير جزيئاتها، وهذا يسمحُ لها بالانتقال من موقع إلى آخر كما في السوائل الحقيقية.

وتوجُدُ البَلُورات السائلة في عدَّة أطوار مختلفة تعتمد على درجة الحرارة وطبيعة الموادَّ التي تُصنَعُ منها. وبوجه عامٍ، تكونُ البَلُورات السائلة من جزيئات صُلبة ثنائية القطب تتأثَّرُ بال المجال الكهربائيٍّ كما تتأثَّرُ بالضوء، فعند تعرُضها للضوء تترَّبُ جزيئاتها بطريقة معينةٍ وفقَ شدَّة الضوء وفرقَ الجهد الكهربائيِّ المؤثِّر فيها؛ مما يسمح للضوء بالمرور من خلالها، ومن ثمَّ تُعرض الألوانُ المختلفة بواسطة الاستقطاب، الذي يحدث لجزيئات البَلُورة السائلة والهيكل المحدَّد لشاشة (LCD).

ابحث أرجع إلى موقع إلكترونيٍّ مناسبة عبر شبكة الإنترنت، وأبحثُ في مكوّنات شاشات العرض (LCD) وأالية عملها، وأكتب تقريراً بذلك، أو أصمّمُ عرضاً تقديميًّا حول الموضوع، ثم أناقشهُ مع زملائي ومعلّمي.



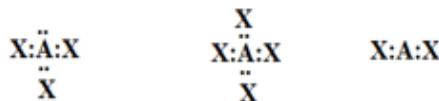
مراجعة الوحدة



- أ. أكتب تركيبًَ لويـس لكـل من المركـبـين.
- بـ. أحـدد العـدـد الـذـري لكـل من X و Y.
- جـ. أحـدد نوع الأـفـلاـكـ التي تستـخدـمـها لكـل من الذـرـتينـ في تـكـوـينـ الروـابـطـ.
- دـ. أرسـمـ الشـكـلـ الفـرـاغـيـ لكـلـ منـ XF₂ و YF₂، وأـحدـدـ قـطـبـيـةـ كـلـ مـنـهـماـ.
- هـ. أـتـوقـعـ مـقـدـارـ الزـاوـيـةـ بـيـنـ الروـابـطـ فـيـ كـلـ منـ المـرـكـبـيـنـ.
6. أرسـمـ الأـشـكـالـ الفـرـاغـيـةـ لكـلـ منـ الجـزـيـئـاتـ الآـتـيـةـ، وأـبـيـنـ قـطـبـيـةـ كـلـ مـنـهـاـ:
- NF₃, BCl₃, OCl₂, CH₂Cl₂, BeH₂
7. أفسـرـ:
- أـ. درـجـةـ غـلـيـانـ المـرـكـبـ CH₃CH₂Clـ أـعـلـىـ منـهـاـ لـلـمـرـكـبـ .CH₃CH₃.
- بـ. درـجـةـ غـلـيـانـ المـرـكـبـ NH₂CH₂CH₂NH₂ـ أـعـلـىـ منـهـاـ لـلـمـرـكـبـ .CH₃CH₂NH₂.
- جـ. الجـزـيـءـ CHCl₃ـ قـطـبـيـ، بـيـنـماـ الجـزـيـءـ CCl₄ـ غـيرـ قـطـبـيـ.
- دـ. الرـابـطـ (B-F)ـ قـطـبـيـ، بـيـنـماـ الجـزـيـءـ BF₃ـ غـيرـ قـطـبـيـ.
- هـ. يـذـوبـ الإـيـثـانـولـ C₂H₅OHـ فـيـ المـاءـ، بـيـنـماـ الإـيـثـانـ C₂H₆ـ عـديـمـ الذـوبـانـ.

1. أوضـحـ المـقـصـودـ بـكـلـ مـنـ المـفـاهـيمـ الآـتـيـةـ: الرابـطةـ التـنـاسـقـيـةـ، الفـلـكـ المـهـجـنـ، قـوىـ التـجـاذـبـ شـنـائـيـةـ القـطـبـ.

2. أـتـوقـعـ الشـكـلـ الفـرـاغـيـ لكـلـ مـنـ الجـزـيـئـاتـ الآـتـيـةـ، باـاعـتمـادـ عـلـىـ تـرـاكـيـبـ لـويـسـ لكـلـ مـنـهـاـ:



3. أـفـارـنـ بـيـنـ الجـزـيـئـينـ NH₃ـ، BH₃ـ، منـ حـيـثـ:

عـدـدـ أـزـوـاجـ إـلـكـتـرـونـاتـ حـوـلـ الذـرـةـ المـرـكـزـيـةـ، عـدـدـ أـزـوـاجـ إـلـكـتـرـونـاتـ غـيرـ الـرـابـطـةـ، نـوـعـ التـهـجـيـنـ فـيـ الذـرـةـ المـرـكـزـيـةـ، الشـكـلـ الفـرـاغـيـ، الزـاوـيـةـ بـيـنـ الـرـوابـطـ، قـطـبـيـةـ الجـزـيـئـاتـ.

4. أـجـيـبـ عـمـاـ يـأـتـيـ فـيـ ماـ يـتـعـلـقـ بـالـجـزـيـءـ BeF₂ـ عـلـمـاـ أـنـ العـدـدـ الـذـريـ لـلـبـيرـيلـيـومـ (4):

أـ. أـكـتـبـ التـوزـيـعـ إـلـكـتـرـونـيـ لـذـرـةـ الـبـيرـيلـيـومـ (Be)ـ قـبـلـ التـهـجـيـنـ وـبـعـدـهـ.

بـ. أحـددـ نـوـعـ التـهـجـيـنـ فـيـ الذـرـةـ المـرـكـزـيـةـ Be.

جـ. أحـددـ نـوـعـ الأـفـلاـكـ المـكـوـنـةـ لـلـرـابـطـ F - Be.

دـ. أـتـوقـعـ مـقـدـارـ الزـاوـيـةـ بـيـنـ الـرـوابـطـ (الأـفـلاـكـ المـهـجـنـةـ)ـ فـيـ الجـزـيـءـ BeF₂ـ.

هـ. أـرسـمـ الشـكـلـ الـبـنـائـيـ لـلـجـزـيـءـ وـأـسـمـهـ.

5. عـنـصـرـانـ (Xـ، Yـ)ـ مـنـ الدـورـةـ الثـانـيـةـ، يـكـوـنـانـ مـعـ الـفـلـورـ الصـيـغـتـيـنـ (XF₂ـ، YF₂ـ)ـ عـلـىـ التـوـالـيـ.

إـذـاـ كـانـ المـرـكـبـ XF₂ـ يـمـتـلـكـ أـزـوـاجـ إـلـكـتـرـونـاتـ غـيرـ رـابـطـةـ، فـأـجـيـبـ عـنـ الـأـسـلـةـ الآـتـيـةـ:

مراجعة الوحدة

8. أُنْظِمْ جدوًّا، أُفَارِنُ فِيهِ بَيْنَ الْجَزِئَاتِ PCl_3 و H_2O و CO_2 و GeCl_4

الجزئيات	قطبية الجزئيات	مقدار الزاوية بين الروابط	الشكل البنائي للجزيء	الرابطة حول الذرة المركزية	وجود أزواج إلكترونات غير الرابطة حول الذرة المركزية	التهجين في الذرّة المركزية	الجزيء
							PCl_3
							H_2O
							CO_2
							GeCl_4

9. الإيثين مركب عضوي صيغته C_2H_4 ، يُعرف باسم الإيثيلين يستخدم في صناعة المبلمرات البلاستيكية. إذا كان العدد الذري للكربون (6)، فأرسِمْ تركيب لويس للجزيء، ثم:

أ. أَحَدِّدْ عدد الروابط سِيجما (σ) وبأي (π) في الجزيء.

ب. أَبْيَّنْ نوع التهجين الذي تستخدمه ذرّة الكربون.

ج. أَوْضُّحْ توزيع أزواج إلكترونات في الفراغ حول ذرّة الكربون.

د. أَحَدِّدْ مقدار الزاوية بين الروابط حول كل ذرّة كربون.

10. أدرُسْ الجدول الآتي، ثم أجيِّب عن الأسئلة الآتية:

H	B	C	U	M	G	E	R
		P		W	D		
		K					

أ. أكتُبْ تركيب لويس لكُل من: B, C, U, M

ب. أكتُبْ تركيب لويس للجزئيات: CE_3 , GD_2

ج. أتوقع الشكل الفراغي لكُل من المركبات: BE_2 , CD_3 , ME_3 , UD_4

د. أَحَدِّدْ الجزيء القطبي بين الجزيئات: GD_2 , CD_3 , UD_4 , BE_2

هـ. أَحَدِّدْ نوع تهجين الذرّة المركزية لكُل من الجزيئات: BE_2 , CD_3 , ME_3 , UD_4 , GD_2

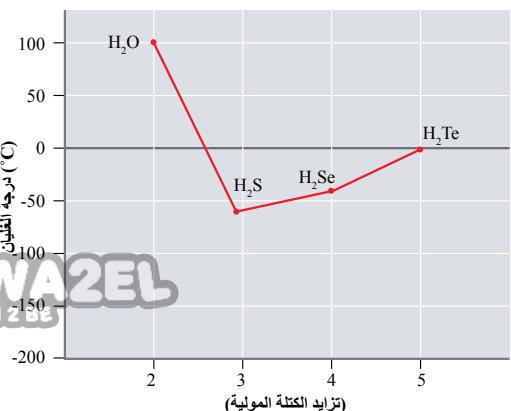
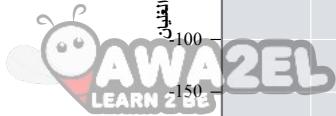
و. أَحَدِّدْ مقدار الزاوية بين الروابط في كل من الجزيئات: CD_3 , ME_3 , GD_2

ز. أَحَدِّدْ الجزيئات القطبية بين الجزيئات: BE_2 , CD_3 , ME_3 , UD_4 , GD_2

حـ. أُفَارِنُ بالرسم قطبية الجزيء MH_3 بالجزيء ME_3

طـ. أَحَدِّدْ المادة الأعلى درجة غليان في الحالة السائلة A أم R، وأَسْوَعُ ذلك.

يـ. أَحَدِّدْ المادة الأعلى طاقة تبخر مولية، CD_3 أم ME_3 ، وأَقْدُمْ تسويفاً لذلك.



11. يبيّن الشكل المجاورُ تغيير درجة غليان بعض مركبات عناصر المجموعة السادسة وفق ترتيبها في الجدول الدوري. أدرُسها، ثم أجيِب عما يأتي:

أ. أحَدُّ نوع قوى التجاذب في كل مركب منها.

ب . أَفْسُرُ الاختلاف الكبير في درجة غليان الماء مقارنةً بباقي مركبات عناصر المجموعة.

ج. أَفْسُرُ تزايد درجة غليان مركبات عناصر المجموعة بزيادة رقم دورتها في الجدول الدوري.

12. اختر الإجابة الصحيحة لكل فقرة في ما يأتي:

1) العبارة غير الصحيحة في ما يتعلق بالأفلاك المُهَجَّنة، هي:

ب . متماثلة في الشكل

أ . متماثلة في الطاقة

د . متماثلة في السعة

ج . متماثلة في الاتجاه الفراغي

2) الشكل البنائي المرتبط بالتهجين sp^2 هو:

ج. مثلث مسطّح د) خطّي

أ. رباعي الأوجه منتظم ب . هَرَمٌ ثلاثي

3) المركب الذي يتّخذ الشكل رباعي الأوجه المنتظم في ما يأتي، هو:

د . NF_3

OCl₂

BeF₂

SiCl₄

4) عدد الروابط سيجما وباي في الجزيء $CH_3CH=CH_2$ ، هو:

د . 9π و 2π

1 π و 5π

ج . 5π و 1π

أ . 2π و 5π

5) تتكون الرابطة (C - H) في جزيء CH_4 من تداخل الأفلاك:

د . $sp^3 - sp^3$

s - sp^3

b . p - p

أ . s - p

6) الشكل الفراغي الذي يختلف بالأصل عن الأشكال الأخرى بين الآتية:

د . رباعي الأوجه منتظم

ج . مُنْحَنٍ

أ . هَرَمٌ ثلاثي

7) الجزيئات التي تنشأ بينها قوى تجاذب ثنائية القطب في الحالة السائلة:

د . NH_3

OCl₂

BH₃

SiCl₄

8) المادة التي ترتبط جزيئاتها بقوى الترابط الهيدروجيني:

د . CH_3OCH_3

HCl

CH_3OH

CH_3F

9) الترتيب الصحيح للمواد الآتية حسب قوى الترابط بين جزيئاتها:

ب . $BF_2Cl < BCl_3 < HF < NH_3$

أ . $BCl_3 < BF_2Cl < HF < NH_3$

د . $BCl_3 < BF_2Cl < NH_3 < HF$

ج . $BF_2Cl < BCl_3 < NH_3 < HF$

10) المادة الأكثر ترابطًا في الحالة السائلة من بين المواد الآتية:

د . CH_3OCH_3

NH_3

BF_3

$CHCl_3$

الوحدة

2

حالات المادة

States Of Matter



أتأمل الصورة

يرافق البراكين مقدوفات بركانية في حالات المادة الثلاث؛ صلبة تترسب قریباً من فوهة البركان، وسائلة تجري لمسافات بعيدة ثم تبرد وتصلب، وغازية تنتشر وتحتل مع الهواء الجوي. ما الخصائص الفيزيائية المميزة للمادة في كل حالة؟ وكيف تفسّر؟

الفكرة العامة:

تتوارد المادّة في حالات فيزيائّية ثلّاث؛ صلبة وسائلة وغازية، لكلّ حالة منها خصائص فيزيائّية مميّزة لها.

الدرس الأول: الحالة الغازية

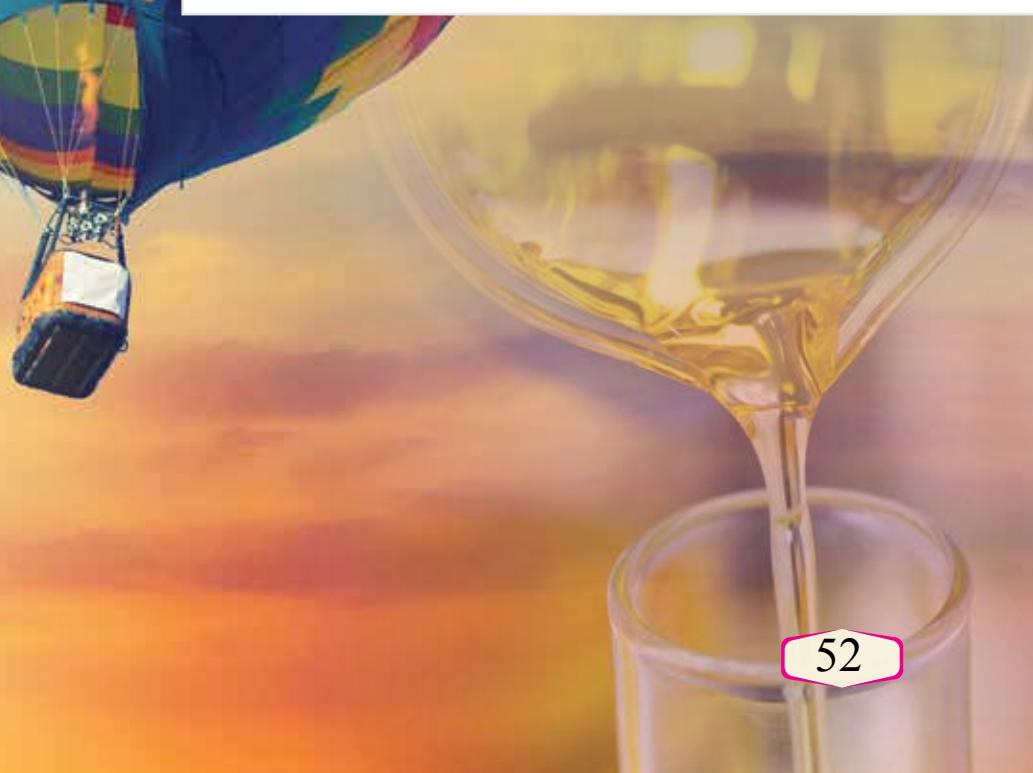
الفكرة الرئيسة: تفسّر نظرية الحركة الجزيئية خصائص الغازات، وتستخدم قوانين الغازات في وصف العلاقة بين العوامل التي تؤثّر في سلوك الغاز.

الدرس الثاني: الحالة السائلة

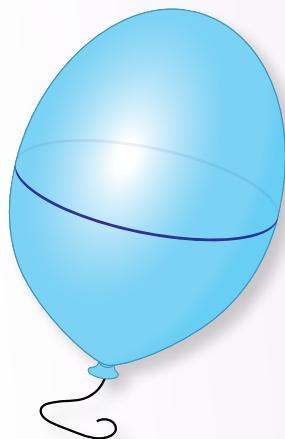
الفكرة الرئيسة: تمتاز السوائل بخصائص محدّدة تعتمد على قوى التجاذب بين جزيئاتها.

الدرس الثالث: الحالة الصلبة

الفكرة الرئيسة: تُقسّم المواد الصلبة إلى نوعين رئيسيين؛ مواد صلبة بلوريّة ومواد صلبة غير بلوريّة، وتُصنّف المواد الصلبة البلوريّة إلى أربعة أنواع بحسب خصائصها الفيزيائّية.



تجربة استهلاكية



التحليل والاستنتاج:

- 1- **أصف** التغيير في حجم البالون الذي وضع في الحمام الثلجي.
- 2- **أصف** التغيير في حجم البالون الذي وضع في الحمام المائي الساخن.
- 3- **استنتج** العلاقة بين درجة حرارة الهواء داخل البالون وحجمه عند ثبوت الضغط؟

المواد والأدوات: باللون عدد (2)، قلم تخطيط، متر مصنوع من القماش أو الورق، حمام ثلجي، حمام مائي ساخن.

إرشادات السلامة:

اتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

خطوات العمل:

- 1 أحضر بالونين وأنفخهما وأربط فوهة كل منها جيدا، ثم أرسم باستخدام القلم دائرة على كلّ منها، كما في الشكل.
- 2 أقيس محيط كلّ منهما، وأسجله.
- 3 أضع أحد البالونين في حمام ثلجي والأخر في حمام مائي ساخن لمدة 10 دقائق.
- 4 أخرج البالونين وأقيس محيط كلّ منهما مباشرةً وأسجل ملاحظاتي.



بعض الخصائص الفيزيائية للغازات

تمتلك المادة في الحالة الغازية خصائص فيزيائية معينة؛ فمثلاً يتمدد الغاز تلقائياً وينتشر ليملأ الوعاء الذي يوضع فيه؛ لذلك فإن حجمه يساوي حجم الوعاء. كما أن الغازات قابلة للانضغاط **Compressible**، فعند زيادة الضغط المؤثر فيها يقل حجمها، وكذلك تختلط مع بعضها لتشكل خليطاً متجانساً بغض النظر عن طبيعة جسيمات الغاز نفسها. هذه الخصائص المميزة للغازات سببها أن جسيمات الغاز متباعدة جداً وقوى التجاذب بينها شبه معدومة؛ لذلك تتشابه الغازات في سلوكها الفيزيائي رغم أنها تتكون من جسيمات مختلفة في خصائصها. وقد درس عدد من العلماء الخصائص الفيزيائية للغازات وتوصلا إلى مجموعة من القوانين سميت قوانين الغازات، وضفت العلاقة بين متغيرات عددة تصف سلوك الغاز المحصور، مثل العلاقة بين ضغط الغاز P وحجمه V ودرجة حرارته T وعدد مولاته n ، كما استطاع العلماء تفسير خصائص الغازات وسلوكها الفيزيائي من خلال نظرية الحركة الجزيئية.

نظرية الحركة الجزيئية The Kinetic Molecular Theory

طور العلماء نظرية سميت نظرية الحركة الجزيئية **The Kinetic Molecular Theory**، التي تصف سلوك الجسيمات المكونة للمادة، وتفترض هذه النظرية أن جسيمات المادة في حركة دائمة ومستمرة.

فسّرت هذه النظرية سلوك المواد الصلبة والسائلة والغازية اعتماداً على الطاقة الحرارية للجسيمات وقوى التجاذب بينها. لفهم سلوك الغازات وخصائصها الفيزيائية افترضت هذه النظرية وجود غاز سمى **Ideal Gas**، وهو غاز افتراضي حجم جسيماته يساوي صفرًا وقوى التجاذب بينها معدومة، وتنطبق عليه بنود نظرية الحركة الجزيئية.

القدرات الرئيسية:

تفسر نظرية الحركة الجزيئية خصائص الغازات، وتستخدم قوانين الغازات في وصف العلاقة بين العوامل التي تؤثر في سلوك الغاز.

نماذج التعلم:

- أفسر الخصائص الفيزيائية للغازات اعتماداً على نظرية الحركة الجزيئية.
- أتوصل إلى قوانين الغازات وقانون الغاز المثالي لفهم سلوك الغازات وتطبيقاتها العملية.
- أجري حسابات مستخدماً قوانين الغازات المختلفة وقانون الغاز المثالي.

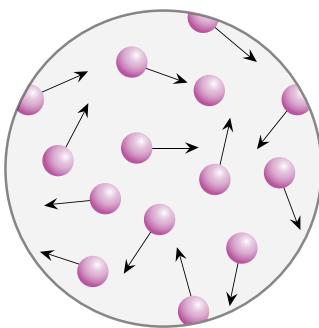
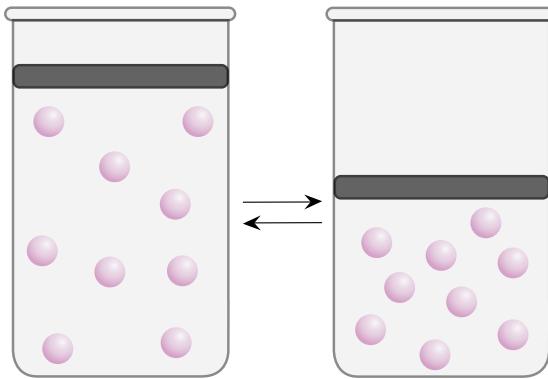
المفاهيم والمصطلحات:

نظرية الحركة الجزيئية

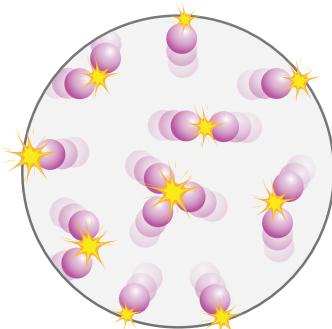
Kinetic Molecular Theory

Ideal Gas	الغاز المثالي
Elastic Collision	تصادمات مرنة
Diffusion	الانتشار
Compressibility	القابلية للانضغاط
Effusion	التدفق
Boyle's Law	قانون بويل
Charles's Law	قانون شارل
Gay-Lussac's Law	قانون جاي - لوسيك
Combined Gas Law	القانون العام للغازات
Avogadro's Law	قانون أوجادرو
Molar Volume	الحجم المولري
Ideal Gas Law	قانون الغاز المثالي
Dalton's Law	قانون دالتون
Graham's Law	قانون جراهام

الشكل (1): قابلية الغازات للانضغاط.



الشكل (2): الحركة العشوائية لجزيئات الغاز.



الشكل (3): التصادمات المرننة لجزيئات الغاز.

بنود نظرية الحركة الجزيئية:

1 - تتكونُ الغازاتُ من جسيمات (جزيئات أو ذرات) متناهيةٍ في الصّغر (مهملة الحجم) ومتباعدةٍ جدًا؛ أي بينها فراغاتٌ كبيرة؛ مما يعني أنَّ معظم الحجم الذي يشغلُه الغازُ فراغ.

وهو ما يفسِّرُ الكثافة المنخفضة للغازات مقارنةً بالسوائل والمواد الصلبة، كما يفسِّرُ قابلية الغازات للانضغاط بسهولة، كما في الشكل (1).

2 - تحرِّكُ جسيماتُ الغاز حركةً مستمرةً وعشوائيةً وسريعةً بخطٍ مستقيم وفي جميع الاتجاهات؛ مما يكسبُها طاقةً حركيَّةً تتغلُّبُ على قوى التجاذب بينها، وهو ما يفسِّرُ انتشارَ الغازات وتدفعُها. كما في الشكل (2).

3 - تتصادُمُ جسيماتُ الغاز في ما بينها، كما تتصادُمُ مع جدار الإناء الموجودة فيه تصادمًا مرنًا **Elastic Collision**؛ أي أنَّ تبادلًا للطاقة يجري بين الجسيمات المتصادمة، فالطاقةُ التي يفقدُها أحدُ الجسيمات يكسبُها جسيمٌ آخرٌ؛ لذا يبقى مجموعُ الطاقةِ الحركيَّة التي تمتلكُها الجسيماتُ محفوظًا عند درجة الحرارة نفسها. كما في الشكل (3).

4 - قوى التجاذب بين جسيمات الغاز المثالىً معروفة؛ لذلك لا يمكن إسالتُهُ مهما زاد الضغط المؤثِّرُ فيه أو انخفضت درجةُ حرارته.

5 - يعتمد متوسط الطاقة الحركية Kinetic Energy لجسيمات الغاز على درجة الحرارة حسب المعادلة:

$$\text{Kinetic Energy} = \frac{1}{2} m V^2$$

حيث إن: m : كتلة الجسيم، V : سرعة الجسيم وحيث إن كتلة الجسيم ثابتة للغاز الواحد، فإن متوسط الطاقة الحركية للجسيمات يعتمد على سرعتها التي تزداد بزيادة درجة الحرارة وتقل بنقصانها.

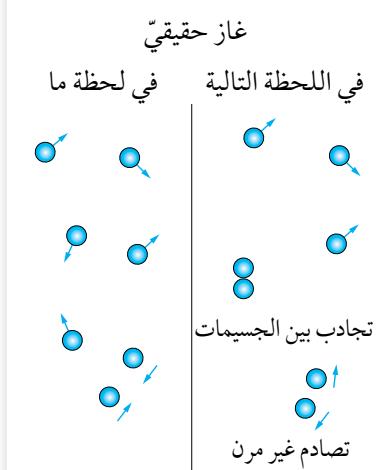
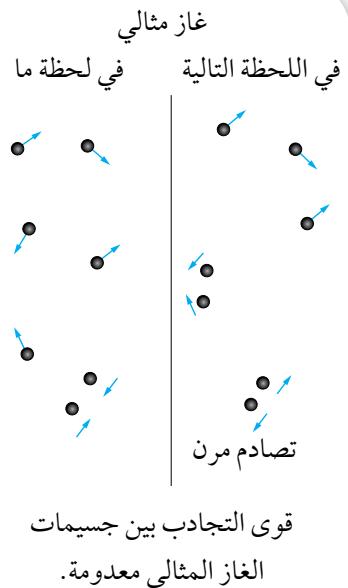
الغازات الحقيقة ونظرية الحركة الجزيئية Real Gases

المسافات بين جسيمات الغاز الحقيقي في الظروف العاديّة كبيرة جدًا وقوى التجاذب بينها شبه معدومة، فيكون سلوكها مشابهًا لسلوك الغاز المثالي. وعند زيادة الضغط المؤثر في الغاز الحقيقي فإن المسافات بين جسيماته تقل وتنشأ بينها قوى تجاذب؛ مما يقلل حركتها العشوائية وسرعتها فتشير عن سلوك الغاز المثالي، وكلما زادت قوى التجاذب بين جسيمات الغازات زاد انحرافها عن سلوك الغاز المثالي، وذلك عند الظروف نفسها من الضغط ودرجة الحرارة؛ لذا تختلف الغازات الحقيقة في سلوكها عن الغاز المثالي، ويزداد ذلك بزيادة الضغط المؤثر فيها وانخفاض درجة حرارتها.

فمثلاً، يتكون غاز الهيليوم من ذرات صغيرة جدًا تتجاذب بقوى لدن الضعيفة؛ لذا يشبه في سلوكه الغاز المثالي، وذلك على مدى واسع من قيم الضغط ودرجات الحرارة. لكن عند زيادة الضغط وانخفاض درجة الحرارة على نحو كبير فإن ذرات الغاز تتقارب وتقل طاقتها الحركية ويزداد التجاذب فيما بينها، وعند درجة حرارة (-268.9°C) تصبح الطاقة الحركية للذرات منخفضة جدًا وغير كافية للتغلب على قوى التجاذب بينها فتحول الغاز إلى الحالة السائلة.

يوضح الشكل (4) أثر قوى التجاذب بين جسيمات الغاز الحقيقي في حركة هذه الجسيمات مقارنة بجسيمات الغاز المثالي عند لحظتين متتاليتين.

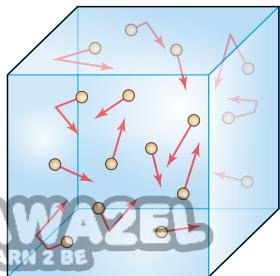
أتحقق: ما الظروف التي يكون سلوك الغاز الحقيقي عندها أقرب إلى سلوك الغاز المثالي؟



قوى التجاذب بين جسيمات الغاز الحقيقي تقلل من سرعتها وتحرفها عن مسارها.
الشكل (4): حركة جسيمات الغاز المثالي وال حقيقي.

أفكّر: أي الغازين Ne أو NH_3 تتوقع أن يكون أقرب في سلوكه إلى الغاز المثالي عند الظروف نفسها؟

قوانين الغاز The Gas Laws



AWAZEL
LEARN 2 BE

الشكل (5): ينشأ ضغط الغاز عن التصادمات المستمرة لجسيمات الغاز مع جدار الإناء.

عرفت أن جسيمات الغاز في حركة دائمة ومستمرة وعشوائية، ومن ثم فإنها تتصادم مع بعضها من ناحية وتصطدم بجدار الإناء المحصور فيه من ناحية ثانية، كما في الشكل (5). يولد التصادم المستمر بجدار الإناء الداخلي قوة تؤثر فيه تسمى ضغط الغاز، وهي القوة المؤثرة في وحدة المساحة. ويعتمد ضغط كمية محددة من الغاز على عاملين، هما: حجم الغاز ودرجة حرارته.

وحدات قياس الضغط رموزها والعلاقات بينها:

ضغط جوي (atm)

مليمتر زئبق (mmHg) ،

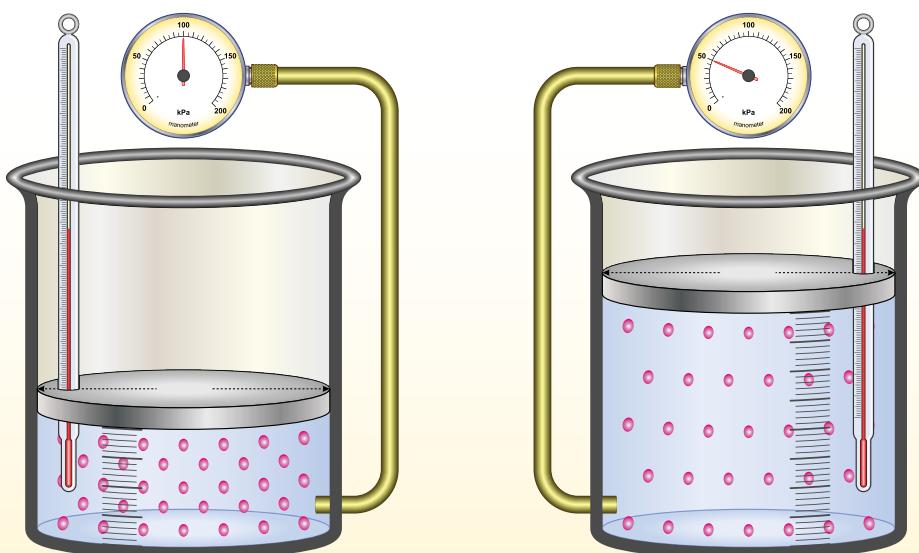
كيلوباسكال (KPa) ،

توضح قوانين الغاز العلاقات الرياضية بين كل من كمية الغاز وحجمه وضغطه ودرجة حرارته.

قانون بويل Boyle's Law

درس العالم بويل العلاقة بين ضغط الغاز المحصور وحجمه عند ثبات درجة حرارته، وتوصل إلى أن مضاعفة ضغط كمية محددة من الغاز المحصور يؤدي إلى نقصان حجمه إلى النصف، وأن إنقاص ضغطه إلى النصف يؤدي إلى زيادة حجمه إلىضعف، كما يبين الشكل (6)، وينص قانون بويل Boyle's Law على أن: «حجم كمية محددة من الغاز المحصور يتناصف عكسياً مع الضغط الواقع عليه عند ثبات درجة حرارته».

الشكل (6): مضاعفة ضغط الغاز تؤدي إلى نقصان حجمه إلى النصف.



يُعبر عن قانون بويل رياضيًّا على النحو الآتي:

$$V \propto \frac{1}{P}$$

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

$$P \times V = k$$

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

حيث k مقدار ثابت، ومنها

حيث V : حجم الغاز، ويمكن قياسه بوحدة اللتر (L) أو المليتر (mL)،
P: ضغط الغاز، k: ثابت التناسب.

ويمكن تفسير قانون بويل باستخدام نظرية الحركة الجزيئية؛ إذ إن زيادة الضغط المؤثر في الغاز المحصور يؤدي إلى تقارب جسيماته فيقل حجمه، ويزداد عدد تصادمات جسيمات الغاز مع جدار الإناء فيزداد ضغطه عند ثبات درجة حرارته.

التجربة ١

قانون بويل

المواد والأدوات الازمة:

محقن طبي 50mL، ساعة لقياس الضغط، أنبوب مطاطي.

إرشادات السلامة:

- أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

خطوات العمل:

- أركب الجهاز، كما هو موضح في الشكل.
- أحكم إغلاق الأنبوب المطاطي في المحقن وساعة قياس الضغط.

- اقيس: أسحب مكبس المحقن الطبي إلى أعلى وأسجل قيمة الضغط، أكرر ذلك عند بقية الحجوم في الجدول. أسجل ملاحظاتي.



٤- أرسم بياني العلاقة بين حجم الهواء وضغطه.

التحليل والاستنتاج:

- أصف العلاقة بين ضغط الهواء وحجمه.
- أفسر العلاقة بين ضغط الهواء وحجمه.

الضغط (atm)	الحجم (mL)
40	
35	
30	
25	
20	
15	
10	

المثال ١

عينة من غاز النيتروجين حجمها 150 mL وضغطها 0.950 atm ، احسب حجمها بوحدة (mL) عندما يصبح ضغطها يساوي 0.990 atm عند درجة الحرارة نفسها.



تحليل السؤال (المعطيات)

$$V_1 = 150 \text{ mL}$$

$$P_1 = 0.950 \text{ atm}$$

$$P_2 = 0.990 \text{ atm}$$

المطلوب: حساب V_2 عند درجة الحرارة نفسها

الحل:

كتابة القانون

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

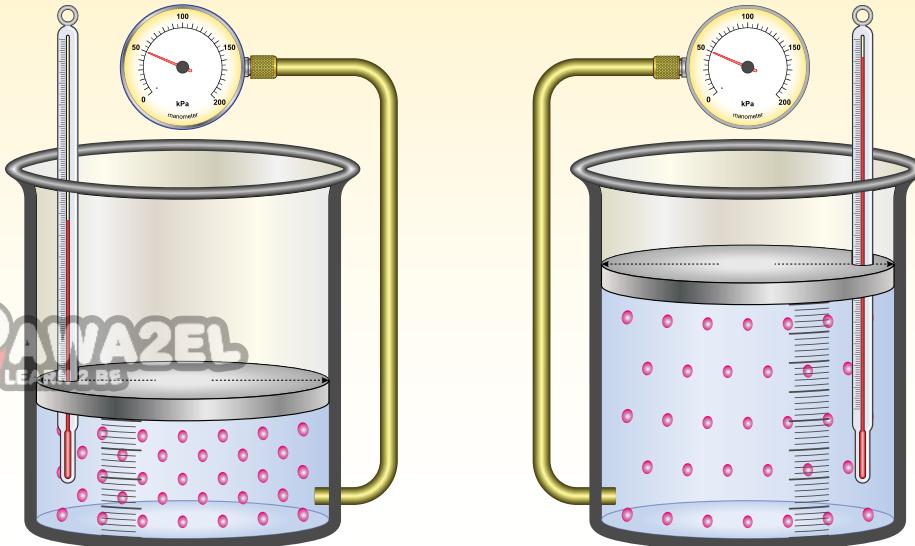
إعادة ترتيب القانون لحساب V_2 :

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

$$V_2 = \frac{0.950 \text{ atm} \times 150 \text{ mL}}{0.990 \text{ atm}}$$

$$V_2 = 143.93 \text{ mL}$$

أتحقق: عينة من غاز محصور حجمها 4 L عند ضغط 2 atm ، سمح لها بالتمدد حتى أصبح حجمها 12 L . احسب ضغطها عند درجة الحرارة نفسها. ✓



الشكل (8): أثر زيادة درجة

حرارة الغاز في حجمه عند

ثبات ضغطه.

قانون شارل Charles's Law

درس العالم شارل أثر تغيير درجة حرارة الغاز المحصور في حجمه عند ثبات ضغطه، وتوصل إلى أن زيادة درجة حرارة الغاز المطلقة تزيد من حجمه عند ثبات ضغطه، فعند زiatتها إلى الضعف -مثلاً- يتضاعف حجمُه عند ثبات الضغط، كما يبيّن الشكل (8).

سميت هذه العلاقة قانون شارل Charles's Law، وينص على أن: «حجم كمية محددة من الغاز المحصور يتاسب تناصياً طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبات ضغطه».

$$\text{درجة الحرارة المطلقة} =$$

$$\text{درجة الحرارة السيلزية} + 273$$

تقاس درجة الحرارة المطلقة

بالكيلفن (Kelvin)

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

يعبر عن قانون شارل رياضياً على النحو الآتي:

عند ثبات الضغط (P) فإن

$$V \propto T$$

$$V = k \times T$$

حيث k مقدار ثابت

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

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

حيث V : حجم الغاز، T : درجة الحرارة بالكيلفن، k : ثابت التناصي.

ويمكن تفسير قانون شارل باستخدام نظرية الحركة الجزيئية؛ حيث إن زيادة درجة حرارة الغاز تزيد من متوسط طاقة جسيماته الحركية، ومن ثم تزداد سرعتها وتزداد تصداماتها مع جدار الإناء، ولذلك يقوى ضغط الغاز المحصور ثابتاً لا يُؤثر على زيادة حجمه.



المثال 2

عينة من غاز الأكسجين حجمها 6.82 L عند 327°C . احسب حجمها بوحدة (L) عند 27°C بفرض ثبات الضغط.

تحليل السؤال (المعطيات)

$$V_1 = 6.82 \text{ L}$$

$$T_1 = 327^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 27^\circ\text{C}$$

المطلوب: حساب V_2 بفرض ثبات الضغط (P).

الحل:

تحويل درجات الحرارة من $^\circ\text{C}$ إلى K

$$T_1 = 327^\circ\text{C} + 273 = 600 \text{ K}$$

$$T_2 = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

كتابة القانون

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

إعادة ترتيب القانون لحساب V_2 ، ثم التعويض:

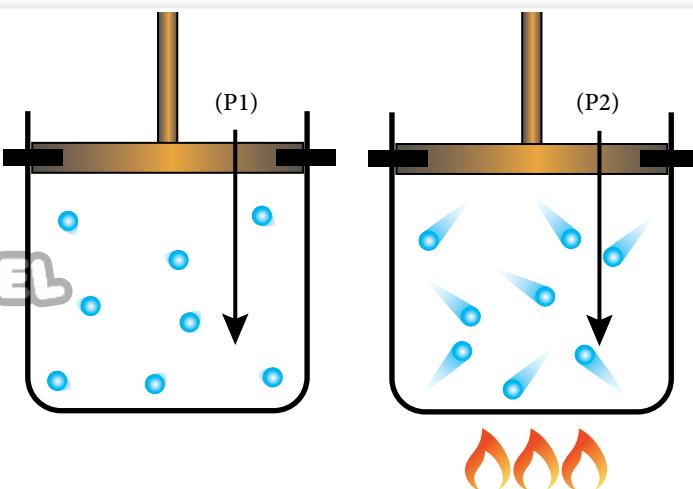
$$V_2 = V_1 \times \frac{T_2}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{6.82 \text{ L} \times 300 \text{ K}}{600 \text{ K}}$$

$$V_2 = 3.41 \text{ L}$$

ألاحظ أن خفض درجة الحرارة المطلقة إلى النصف ($600 \text{ K} \rightarrow 300 \text{ K}$) أدى إلى نقصان حجم الغاز إلى النصف ($6.82 \text{ L} \rightarrow 3.41 \text{ L}$).

تحقق: عينة من غاز النيتروجين حجمها 430 mL عند 24°C تحت أي درجة حرارة يصبح حجمها 0.75 L بفرض ثبات الضغط.



الشكل (9): زيادة درجة حرارة الغاز تزيد من عدد تصداماته عند ثبات حجمه.

قانون جاي - لوسيك Gay-Lussac's Law

درس العالم جاي - لوسيك العلاقة بين ضغط الغاز ودرجة حرارته عند ثبات حجمه، وتوصل إلى أن زيادة درجة حرارة كمية محددة من الغاز المحصور تزيد من ضغطه عند ثبات حجمه، كما يبين الشكل (9).

يُطلق على هذه العلاقة **قانون جاي - لوسيك** Gay-Lussac's Law وينص على أن «ضغط كمية محددة من الغاز المحصور يتاسب طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبات حجمه».

تفسر نظرية الحركة الجزيئية قانون جاي - لوسيك؛ إذ تؤدي زيادة درجة حرارة الغاز إلى زيادة متوسط طاقة جسيماته الحركية، ومن ثم تزداد سرعتها وتزداد تصداماتها فيزداد ضغطه عند ثبات حجمه.

يعبر عن قانون جاي - لوسيك رياضياً على النحو الآتي:

$$P \propto T$$

عند ثبات الحجم (V) فإن

$$P = k \times T$$

حيث k مقدار ثابت

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

ومنها

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

حيث P : ضغط الغاز، T : درجة الحرارة بالكلفن، k : ثابت التناوب.

المثال ٣



تحمّل عبوات الرذاذ، مثل ملطفات الجو ومثبتات الشعر، إشاراتٍ تحذّرُ من تسخين العلبة أو تخزينها على درجات حرارة عالية. إذا علمتَ أنّ ضغط الغاز داخل إحدى هذه العبوات 775 mmHg عند درجة حرارة 25°C ، وارتفعت درجة حرارة الجو إلى 40°C ، فاحسب ضغط الغاز داخلها.

تحليل السؤال (المعطيات)

$$P_1 = 775 \text{ mm Hg}$$

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

$$T_2 = 40^\circ\text{C}$$

لاحظ أنّ حجم العلبة المعدنية يبقى ثابتاً.

المطلوب: حساب P_2 .

الحلّ:

تحويل درجات الحرارة من $^\circ\text{C}$ إلى K

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

$$T_2 = 40^\circ\text{C} + 273 = 313 \text{ K}$$

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

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

$$P_2 = \frac{775 \text{ mmHg} \times 313 \text{ K}}{298 \text{ K}}$$

$$P_2 = 814.0 \text{ mmHg}$$

كتابة القانون

إعادة ترتيب القانون لحساب P_2 ، ثم التعويض:

أتحققُ: إذا كان ضغط الهواء داخل إطار سيارة atm 1.85 عند 27°C ، وبعد قيادتها لمسافة معينة أصبح 2.2 atm، فاحسبْ درجة حرارته، بفرض ثبات حجمه.



تفقدُ ضغط الهواء في إطار السيارة عند قيادة السيارة مسافةً طويلة فإنّ درجة حرارة الهواء وضغطه يرتفعان داخل إطارتها؛ لذلك ينصح بتفقد الضغط قبل تحريكها.



القانون الجامع للغازات The Combined Gas Law

يصاحب تغيير درجة حرارة الغاز تغييراً في حجمه وضغطه معًا؛ لذلك جمع العلماء قوانين الغاز الثلاثة؛ بوويل وشارل وجاي - لوساك، في قانون واحد سمي القانون الجامع للغازات، The Combined Gas Law يصف العلاقة بين ضغط كمية محددة من الغاز المحصور وحجمها ودرجة حرارتها.

يعبر عن القانون الجامع رياضياً على النحو الآتي:

$$V \propto \frac{1}{P}$$

$$V \propto T$$

$$V \propto \frac{T}{P}$$

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

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

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

حيث k مقدار ثابت نعيد ترتيب المعادلة

ومنها

حيث k مقدار ثابت

ومنها

حيث P : ضغط الغاز، T : درجة الحرارة بالكلفن، V : حجم الغاز.

المثال 4

عينة من الهواء حجمها 5 L وضغطها 803 mmHg عند درجة حرارة 20°C . احسب ضغطها إذا سخنت حتى أصبح حجمها 7 L ودرجة حرارتها 97°C .

تحليل السؤال (المقطيات)

$$P_1 = 803 \text{ mmHg}, T_1 = -20^{\circ}\text{C}, V_1 = 5 \text{ L}, V_2 = 7 \text{ L}, T_2 = 97^{\circ}\text{C}$$

المطلوب: حساب P_2 .

الحل:

تحويل درجات الحرارة من $^{\circ}\text{C}$ إلى K

$$T_1 = -20^{\circ}\text{C} + 273 = 253 \text{ K}$$

$$T_2 = 97^{\circ}\text{C} + 273 = 370 \text{ K}$$

كتابه القانون

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

إعادة ترتيب القانون لحساب P_2 ، ثم التعويض:

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

$$P_2 = \frac{803 \text{ mmHg} \times 5 \text{ L} \times 370 \text{ K}}{253 \text{ K} \times 7 \text{ L}}$$

$$P_2 = 838.82 \text{ mmHg}$$

الاحظ أن زيادة درجة الحرارة وزيادة الحجم يؤثران بشكل متعاكس في الضغط، وأنّ أثر زيادة درجة الحرارة هنا أكبر من زيادة الحجم فازداد الضغط.

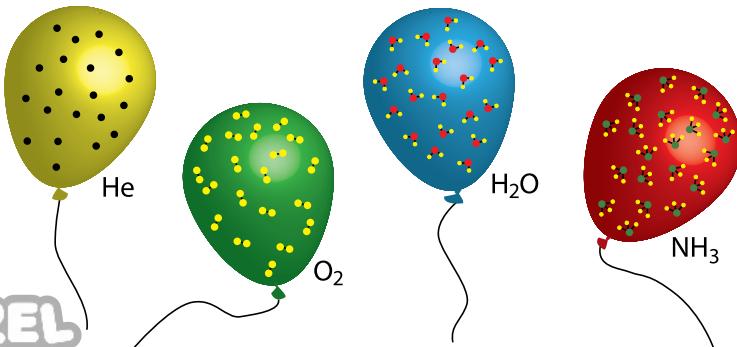
✓ **أتحقق:** إذا علمت أنّ بالوناً يحتوي على 50 L من غاز الهيليوم عند درجة حرارة 25°C وضغط 1.08 atm، فاحسب حجمه عند ضغط 0.80 atm ودرجة حرارة 10°C.

الربط بالأرصاد الجوية

بالونات الطقس

تحمل بالونات الطقس أجهزة خاصة لقياس عناصر الطقس (درجات الحرارة، الرطوبة، الضغط الجوي) في طبقات الجو العليا، وما إن تسجل هذه البيانات حتى ترسلها إلى المحطات الأرضية؛ مما يُسهم في دقة التنبؤات الجوية. وعندما يصل بالون الطقس إلى ارتفاع يزيد على 27 km ينفجر بسبب زيادة حجم الهواء فيه الناجم عن انخفاض الضغط الخارجي المؤثر في البالون. وتعد دائرة الأرصاد الجوية الأردنية مسؤولة عن إطلاق هذه البالونات؛ حيث توجد محطة خاصة لهذه الغاية في محافظة المفرق.





الشكل (10): تساوى حجوم الغازات إذا تساوى عدد جزيئاتها عند الظروف نفسها.

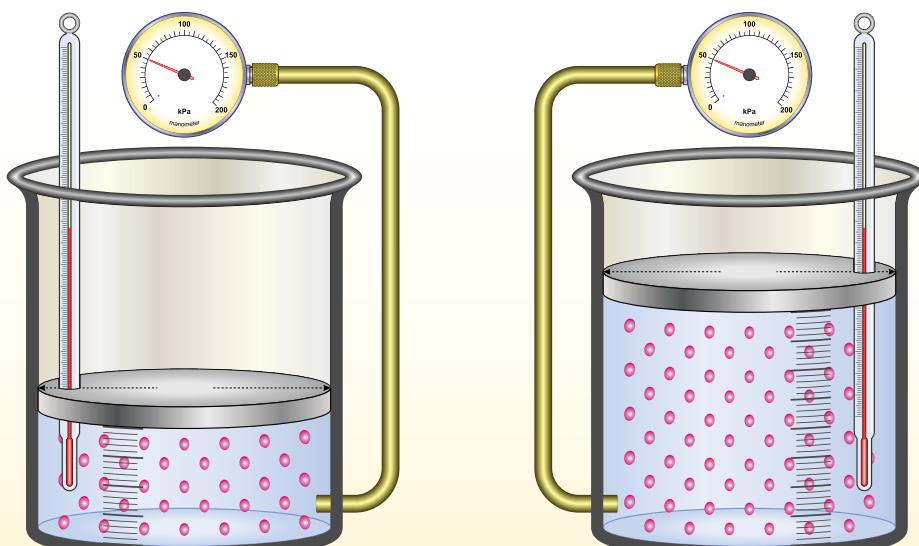
قانون أفوجادرو Avogadro's Law

تتأثر الخصائص الفيزيائية لكمية محددة من الغاز المحصور بثلاثة عوامل: الحجم والضغط ودرجة الحرارة . ولكن، ماذا لو تغيرت كمية الغاز؟ درس العالم أفوجادرو العلاقة بين حجم الغاز وكميته، وتوصل إلى أن: «الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحتوي على العدد نفسه من الجزيئات عند الظروف نفسها من الضغط ودرجة الحرارة»، وهو ما يُعرف بـ**قانون أفوجادرو Avogadro's Law**. كما في الشكل (10).

وقد توصل العالم أفوجادرو أيضاً إلى أن حجم مول واحد من أي غاز يساوي (22.4 L) في الظروف المعيارية، وهو ما يُعرف **بالحجم المولي Molar volume** للغاز.

بناءً على ما سلف، فإن مضاعفة عدد مولات الغاز يؤدي إلى مضاعفة حجمه عند ثبات ضغطه ودرجة حرارته؛ أي أن «حجم الغاز المحصور يتاسب طردياً مع عدد مولاته عند ثبات ضغطه ودرجة حرارته»، كما يتضح من الشكل (11).

الظروف المعيارية للغازات:
درجة حرارة (0 °C)، ضغط يساوي (1 atm).



الشكل (11): العلاقة بين عدد مولات الغاز وحجمه.

أَفْخَرُ: كيفَ يتغيّرُ ضغطُ الغاز
عند زيادة عدد مولاته معَ بقاء
حجمه ودرجة حرارته ثابتين؟

يعبر عن قانون أفوجادرو رياضيًّا على النحو الآتي:

عند ثبات الضغط ودرجة الحرارة فإنَّ:

حيثُ k مقدار ثابت

$$V \propto n$$

$$\frac{V}{n} = k$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

حيث V : حجم الغاز، n : عدد المولات، k : ثابت التناوب.

تفسِّرُ نظريةُ الحركة الجزيئية العلاقة بين حجم الغاز وعدد مولاته، إذ إنَّ زيادة عدد مولات الغاز تزيدُ من عدد جسيماته، ومن ثمَّ يزدادُ عدد تصداماتها معَ جدار الإناء، ولكي يبقى ضغطُ الغاز ودرجةُ حرارته ثابتتين فلا بدَّ من زيادة حجمه.

المثال 5

إذا علمنَتَ أنَّ بالونًا حجمه 2.2 L يحتوي على 0.1 mol من غاز الهيليوم، ضَخَّت داخِلَه كميةٌ إضافيةٌ منَ الغاز فأصبح حجمه 2.8 L ، فاحسُبْ عدد مولات الغاز بعد الإضافة، بفرض ثبات ضغطه ودرجة حرارته.

تحليلُ السؤال (المعطيات)

الضغطُ ودرجةُ الحرارة ثابتان.

$$V_1 = 2.2\text{ L}, \quad n_1 = 0.1\text{ mol}$$

$$V_2 = 2.8\text{ L}$$

المطلوب: حساب n_2 .

الحلُّ:

كتابَةُ القانون

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$n_2 = \frac{n_1 \times V_2}{V_1}$$

$$n_2 = \frac{0.1\text{ mol} \times 2.8\text{ L}}{2.2\text{ L}}$$

$$n_2 = 0.127\text{ mol}$$

✓ **أتحققُ:** ما الحجمُ الذي يشغلُه 3.5 mol من غاز الكلور Cl_2 في الظروف المعيارية؟

قانون الغاز المثالي Ideal Gas Law

يمكنُ وصفُ عينة غاز باستخدام أربع كميات: الضغط والحجم ودرجة الحرارة وعدد المولات، وقد ربط العلماء المتغيرات الأربع السابقة بعلاقةٍ رياضيةٍ تُعرف بـ**قانون الغاز المثالي**

Ideal Gas Law على النحو الآتي:

$$V \propto n$$
$$V \propto \frac{1}{P}$$

$$V \propto T$$

$$V \propto n \times \frac{T}{P}$$

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

$$PV = n RT$$

حيثُ P : ضغط الغاز، V : حجم الغاز، n : عدد المولات، R : ثابت الغاز العام، T : درجة الحرارة بالكلفن.

تُسمى العلاقة $PV = n RT$ قانونَ الغاز المثالي.

حيثُ R : ثابت الغاز العام، ويساوي $(0.082 \text{ L.atm/mol.K})$.

أفخر: هل تتغيّر قيمة ثابت الغاز العام إذا تغيّرت الوحدة المستخدمة في قياس الضغط؟
فسّر ذلك.

المثال 6

ما الضغط الناجم عن 0.45 mol من غازٍ ما في وعاء حجمه 1.5 L ودرجة حرارته 20°C ؟

تحليلُ السؤال (المعطيات)

$$V = 1.5 \text{ L}, n = 0.45 \text{ mol}, T = 20^\circ \text{C}$$

$$R = 0.082 \text{ L.atm/mol.K}$$

المطلوب: حساب P .

الحلّ:

حسابُ درجة الحرارة المطلقة:

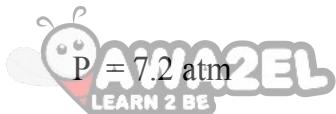
$$T = 20^\circ \text{C} + 273 = 293 \text{ K}$$

كتابهُ القانون

إعادة ترتيب القانون لحساب P ، ثم التعويض:

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

$$P = \frac{0.45 \text{ mol} \times 0.082 \frac{\text{L.atm}}{\text{mol.K}} \times 293 \text{ K}}{1.5 \text{ L}}$$



تحقق: تعبأ كرات التنس بغاز النيتروجين. احسب عدد مولات الغاز في كرة حجمها 0.15 L وضغطها 2 atm عند درجة حرارة 25°C .

يتضح من دراسة قوانين الغازات أن حجم الغاز يزداد بزيادة درجة حرارته، فتقل كثافته.

من التطبيقات العملية على قانون الغاز المثالي حساب كثافة الغاز وتعيين الكتلة المولية لغاز مجهول عند درجة حرارة وضغط محددين. يمكن التوصل إلى العلاقات الرياضية لحساب الكثافة والكتلة المولية باتباع الخطوات الآتية:

اعتماداً على القوانين:

$$PV = n RT$$

قانون الغاز المثالي:

$$\text{Density } (d) = \frac{\text{mass}(m)}{\text{Volume}(V)} \quad \leftarrow \quad \frac{\text{الكتلة}}{\text{الحجم}}$$

$$\text{Moles} = \frac{\text{mass}(m)}{(Mr)} \quad \leftarrow \quad \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} \quad \text{عدد المولات}$$

$$PV = \frac{m}{Mr} RT \quad \leftarrow \quad \text{بالتعويض بقانون الغاز المثالي:}$$

لحساب الكتلة المولية نعيد ترتيب المعادلة

$$Mr = \frac{m}{V} \times \frac{RT}{P}$$

$$Mr = d \times \frac{RT}{P} \quad \leftarrow \quad \frac{m}{V} \quad \text{بالتعويض عن}$$

لحساب الكثافة نعيد ترتيب المعادلة

احسب كثافة غاز الفلور F_2 بوحدة (g/L) عند $25^\circ C$ وضغط مقداره 0.850 atm، ثم احسب كثافة غاز الكلور Cl_2 عند الظروف نفسها.

تحليل السؤال (المعطيات)

$$P = 0.850 \text{ atm}, T = 25^\circ C$$

$$R = 0.082 \text{ L.atm/mol.K}$$

$$\text{الكتلة المولية (} Mr \text{) لغاز } F_2 = 38 \text{ g/mol}$$

$$\text{الكتلة المولية (} Mr \text{) لغاز } Cl_2 = 71 \text{ g/mol}$$

المطلوب:

- حساب كثافة غاز F_2

- حساب كثافة غاز Cl_2

الحل:

نحوٌ درجات الحرارة من $^\circ C$ إلى K

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

نكتب القانون

$$Mr = d \times \frac{RT}{P}$$

نعيد ترتيب المعادلة لحساب الكثافة:

$$d = \frac{Mr \times P}{RT}$$

$$d = \frac{38 \text{ g/mol} \times 0.85 \text{ atm}}{0.082 \frac{\text{L.atm}}{\text{mol.K}} \times 298 \text{ K}}$$

$$d = 1.32 \text{ g/L}$$

إذن، كثافة غاز F_2

لحساب كثافة غاز Cl_2 عند درجة الحرارة والضغط السابقين،

$$d = \frac{71 \text{ g/mol} \times 0.85 \text{ atm}}{0.082 \frac{\text{L.atm}}{\text{mol.K}} \times 298 \text{ K}}$$

$$d = 2.46 \text{ g/L}$$

نعرض بالقانون

إذن، كثافة غاز Cl_2

لاحظ أن كثافة غاز Cl_2 أكبر من كثافة غاز F_2 ؛ وذلك لأن كتلته المولية أكبر؛ أي أن كثافة الغاز تتناسب طردياً مع كتلته المولية.

بالونات الهواء الساخن

يسخن الهواء داخل البالون فيتمدد ويزداد حجمه، ومن ثم تقل كثافته، وعندما تصبح أقل من كثافة الهواء المحيط به يرتفع إلى أعلى.



المثال 8

احسب الكتلة المولية لعينة من غاز كثافته ($d = 2.26 \text{ g/L}$) عند درجة حرارة 25°C وضغط مقداره 0.862 atm

تحليل السؤال (المعطيات)

$$P = 0.862 \text{ atm}$$

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

$$d = 2.26 \text{ g/L}$$

المطلوب: حساب الكتلة المولية للغاز Mr .

الحل:

نحوٌ درجات الحرارة من $^\circ\text{C}$ إلى K

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

كتابة القانون

$$Mr = d \times \frac{RT}{P}$$

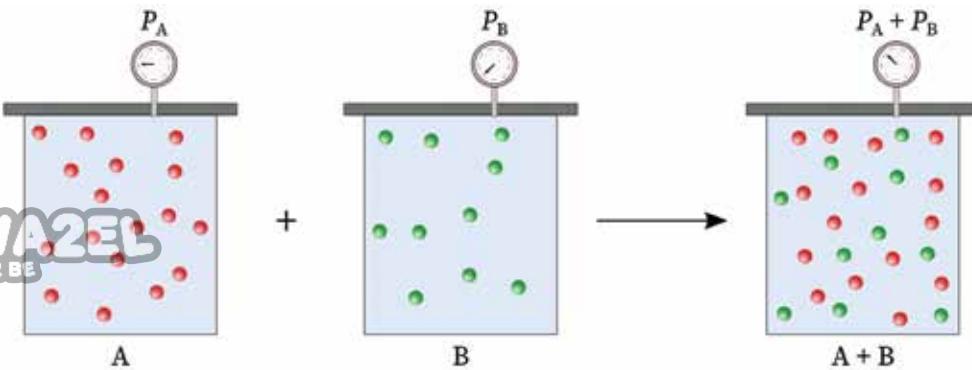
$$Mr = 2.26 \text{ g/mol} \times \frac{0.082 \frac{\text{L.atm}}{\text{mol.K}} \times 298 \text{ K}}{0.862 \text{ atm}}$$

$$Mr = 64.2 \text{ g/mol}$$

أتحقق: ✓

- احسب الكتلة المولية لسائل تخمر عينة منه كتلتها 1.28 g تماماً داخل وعاء مغلق سعته 250 mL عند درجة حرارة 121°C وضغط مقداره 786 mmHg .

- احسب كثافة غاز الهيليوم He بوحدة (g/L) عند درجة حرارة 21°C وضغط مقداره 750 mmHg .



الشكل (12): الضغط الكلي للغازين A و B يساوي مجموع ضغط كلٌّ منهما.

قانون دالتون للضغط الجزئية

Dalton's Law Of Partial Pressures

تختلطُ الغازاتُ بسهولة، وما الرائحةُ التي نشمُها للطعام عند نضجه إلا دليلاً على اختلاطِ أبخرته بالهواء داخلَ المنزل. ويُفسّرُ اختلاطُ الغازات وفقَ نظريةِ الحركةِ الجزيئيةِ بأنَّ جسيماتِ الغاز متبااعدةً جداً وفي حركة مستمرةً وسريعةً وعشوائيةً؛ مما يجعلُها تتحرّكُ وتتشتّرُ في الفراغات بين جسيماتِ بعضها بعضاً مكونةً خليطاً منَ الغازات.

درس العالمُ دالتون الضغط الناجم عن خليط مكون من عدّة غازات لا تتفاعلُ مع بعضها داخلَ إناء واحد، ويوضحُ الشكل (12) أنَّ الغازين A و B في وعائين منفصلين لهما الحجمُ نفسهُ عند درجة الحرارة نفسها، ولكلِّ غاز ضغطٌ خاصٌ به ناجمٌ عن حركة جسيماته المستمرة والعشوائية وتصادمها معَ جدار الإناء الموجود فيه، وعدد جسيمات الغاز A أكبرُ منها لгаз B، ومن ثَمَ فإنَّ ضغطهُ أكبر، وعند جمع الغازين في وعاء واحد له الحجمُ نفسهُ وعند درجة الحرارة نفسها تستمرُ حركةُ جسيمات كلِّ غاز ويستمرُ تصادمها معَ جدار الإناء كما لو كانت وحدتها فيه. وعليه، فإنَّ لكلِّ غاز ضغطاً مساوياً لضغطه وهو منفرد، أمّا الضغطُ الجديدُ داخلَ الإناء فناجمٌ عن الغازين معًا ويساوي مجموعَ ضغطيهما.

يُسمى الضغطُ الذي يؤثّرُ به الغازُ في خليطٍ منَ الغازات غيرِ المتفاعلة الضغطَ الجزيئيَّ للغاز.

توصلَ العالمُ دالتون إلى العلاقة بين الضغط الكلّي لخلطِ من الغازات التي لا تتفاعل مع بعضها والضغط الجُزئي للغازات المكوّنة للخلط، أطلقَ عليها قانون دالتون Dalton's Law للضغوط الجُزئية وينصّ على أنّ: «الضغط الكلّي لخلطِ من الغازات التي لا تتفاعل مع بعضها يساوي مجموعَ الضغوط الجُزئية لجميع مكوّنات الخلط».



يعبر عن قانون دالتون رياضيًّا على النحو الآتي:

$$P_T = P_A + P_B + P_C + \dots$$

حيث P_T : الضغط الكلّي لخلط الغازات، P_A : الضغط الجُزئي للغاز A، P_B : الضغط الجُزئي للغاز B، P_C : الضغط الجُزئي للغاز C.

المثال ٩

احسبِ الضغط الكلّي لخلطِ من الغازات مكوّن من غاز النيتروجين الذي ضغطُه الجُزئي 0.247 atm وغاز الأكسجين الذي ضغطُه الجُزئي 0.346 atm ، وغاز ثاني أكسيد الكربون الذي ضغطُه الجُزئي 0.444 atm

تحليلُ السؤال (المعطيات)

الضغط الجُزئي لغاز N_2 $0.247 \text{ atm} = (P_{N_2})$

الضغط الجُزئي لغاز O_2 $346 \text{ atm} = (P_{O_2})$

الضغط الجُزئي لغاز CO_2 $0.444 \text{ atm} = (P_{CO_2})$

المطلوب: حسابُ الضغط الكلّي للخلط P_T .

الحل:

نكتبُ قانونَ دالتون

$$P_T = P_{N_2} + P_{O_2} + P_{CO_2}$$

نعرض:

$$P_T = 0.247 \text{ atm} + 0.346 \text{ atm} + 0.444 \text{ atm}$$

$$P_T = 1.037 \text{ atm}$$

احسب الضغط الكلي لخلط من الغازات مكون من 0.02 mol من غاز الهيليوم He، و 0.01 mol من غاز الهيدروجين H_2 ، في وعاء حجمه 5 L ودرجة حرارته 10 °C.



تحليل السؤال (المعطيات)

عدد مولات He = 0.02 mol

عدد مولات H_2 = 0.01 mol

الحجم (V = 5 L)

درجة الحرارة (10 °C)

المطلوب: حساب الضغط الكلي للخلط P_T .

الحل:

نحوٌ درجات الحرارة من °C إلى K

$$T = 10^\circ\text{C} + 273 = 283 \text{ K}$$

نلاحظ أن الضغوط الجزئية للغازين غير معطاة؛ لذلك سنحسبها اعتماداً على المعطيات.

نحسب ضغط الغاز باستخدام قانون الغاز المثالي

$$PV = n RT \rightarrow P = \frac{n R T}{V}$$

$$P_{He} = \frac{0.02 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ atm.L/mol.K} \times 283 \text{ K}}{5 \text{ L}}$$

الضغط الجزئي لغاز He

$$P_{H_2} = \frac{0.01 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ atm.L/mol.K} \times 283 \text{ K}}{5 \text{ L}}$$

الضغط الجزئي لغاز H_2

$$P_T = P_{H_2} + P_{He}$$

$$P_T = 0.0929 \text{ atm} + 0.0465 \text{ atm}$$

$$P_T = 0.1394 \text{ atm}$$

أتحقق: إذا علمت أن 2 L من غاز النيتروجين N_2 ضغطه 0.395 atm و 2 L من غاز الهيدروجين H_2 ضغطه 0.11 atm خلطا في وعاء واحد حجمه 1 L، فاحسب الضغط الكلي للخلط.

قانون جراهام للانتشار والتدفق

Graham's Law of Diffusion and Effusion



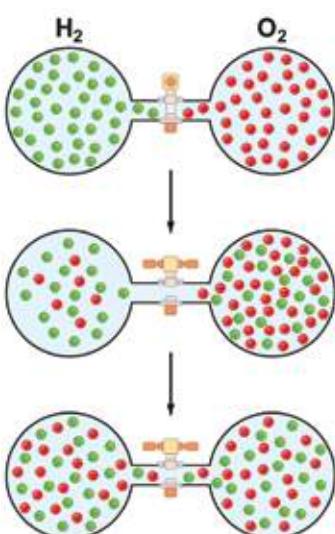
الشكل (13): انتشار بخار البروم ليملأ الدورق.

تنشر رائحة العطور في أرجاء المنزل عند رشها، فما تفسير ذلك؟ تتميز الغازات بالعديد من الخصائص الفيزيائية، منها الانتشار والتدفق، ويُعرف **الانتشار Diffusion** بأنه عملية الاختلاط التدريجي للغازات مع بعضها نتيجةً لانتقالها من المنطقة الأعلى تركيزاً إلى المنطقة الأقل تركيزاً، وينسجم ذلك مع نظرية الحركة الجزيئية؛ إذ تحدث عملية الانتشار لأن جزيئات الغاز متباينة وفي حركة مستمرة وسريعة وعشوائية؛ مما يسمح لها بالاختلاط بغيرها من الغازات. ويوضح الشكل (13) عملية انتشار بخار البروم واختلاطه مع الهواء داخل الدورق.

ويُعرف **التدفق Effusion** بأنه تسرب الغاز المضغوط من فتحة صغيرة في جدار الإناء الموجود فيه، كتسربه من محبسه في المدفأة، وتتسرب الهواء من عجل السيارة نتيجة اختراقه بواسطة مسمار مثلاً.

درس العالم جراهام انتشار الغازات وتدفقها، ولاحظ أنّ الغازات ذات الكتلة المولية الأقل أسرع انتشاراً (تدفقاً) من الغازات ذات الكتلة المولية الأكبر.

وتوصل إلى أن «معدل سرعة انتشار (تدفق) الغاز يتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي لكتلته المولية»، وهو ما يُعرف **بقانون جراهام Graham's Law** للالنتشار والتدفق



الشكل (14): سرعة انتشار غاز الهيدروجين أكبر منها لغاز الأكسجين.

ويوضح الشكل (14)، انتشار غازي الهيدروجين والأكسجين عند فتح الصمام بين الغازين إذ تنتشر جزيئات غاز الهيدروجين أسرع من جزيئات غاز الأكسجين؛ حيث يتقلّ عدد أكبر من جزيئات غاز الهيدروجين عبر الصمام مقارنةً بعدد جزيئات غاز الأكسجين، التي تنتقل بالاتجاه الآخر، ومع الوقت يختلط الغازان تماماً.

يعبر عن قانون جراهام رياضياً كنسبة بين سرعة انتشار غازين على النحو الآتي:

$$\sqrt{\frac{\text{الكتلة المولية للغاز B}}{\text{الكتلة المولية للغاز A}}} = \frac{\text{معدل سرعة انتشار A}}{\text{معدل سرعة انتشار B}}$$

$$\frac{\text{Rate}_A}{\text{Rate}_B} = \sqrt{\frac{M_r_B}{M_r_A}}$$



المثال ١١

احسب النسبة بين سرعة تدفق غاز الهيليوم (He) إلى غاز النيتروجين N_2 ، عند الظروف نفسها.

تحليل السؤال (المعطيات)

الكتلة المولية لـ He

الكتلة المولية لـ N_2

المطلوب: حساب النسبة بين سرعة انتشار الغازين.

الحل:

كتابة القانون

$$\frac{\text{Rate He}}{\text{Rate N}_2} = \sqrt{\frac{M_r \text{N}_2}{M_r \text{He}}}$$

$$\frac{\text{Rate He}}{\text{Rate N}_2} = \sqrt{\frac{28}{4}}$$

التعويض

$$\frac{\text{Rate He}}{\text{Rate N}_2} = \sqrt{7} = 2.7$$

$$\text{Rate He} = 2.7 \text{ Rate N}_2$$

✓ **أتحقق:** ما نسبة سرعة انتشار غاز الهيدروجين H_2 إلى سرعة انتشار غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 عند الظروف نفسها؟

الثيولات

الربط بالحياة

تضاف كميات قليلة من مركبات الثيولات R-SH (مركبات عضوية كبريتية) ذات رائحة نفاذة إلى غاز الطبخ المكون من غاز البوتان والبيوتان عديمي الرائحة؛ وذلك للكشف عن أي تسرّب محتمل للغاز.

التجربة ٢

قابلية الغازات للانتشار

المواد والأدوات:



أنبوب زجاجي مفتوح الطرفين، حامل ومسك، قطعتان صغيرتان من القطن، محلول حمض HCl تركيزه (L)، محلول الأمونيا NH₃ مرکز، سدادتان من الفلين، ملقط.

إرشادات السلامة:

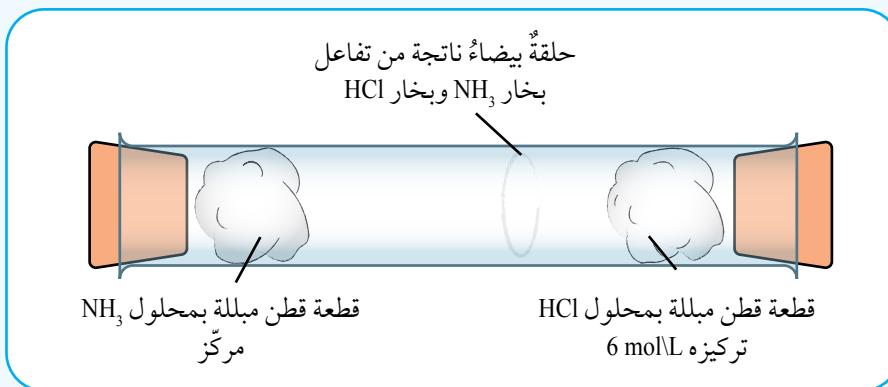
أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.

أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات والكمامة.

احذر من تذوق محلول حمض الهيدروكلوريك أو محلول الأمونيا أو لمسها بيدي.

خطوات العمل:

- أثبت الأنابيب الزجاجي أفقيا على الحامل مستعملاً الماسك.
- أبلِّ إحدى قطعتي القطن بمحلول حمض HCl، والأخرى بمحلول NH₃.
- اضع إحدى قطعتي القطن المبللتين في الطرف الأيمن للأنابيب والأخرى في الطرف الأيسر، وأغلق كل طرف بالسدادة، كما في الشكل.



4- **الاحظ** ما يحدث داخل الأنابيب. هل تكونت حلقة بيضاء داخله؟

5- **اصفر** موقع تكون الحلقة داخل الأنابيب بالنسبة إلى كل من قطعتي القطن.

التحليل والاستنتاج:

1- **اقسّر** ما حدث باستخدام معادلة كيميائية تعبّر عن التفاعل الحادث.

2- **استنتاج** أي الغازين أسرع انتشاراً.

مراجعة الدرس



- 1 - الفكرة الرئيسية: ما المقصود بكلٍّ مما يأتي:
 - الغاز المثاليٌ.
 - الضغط الجُزئي للغاز.
 - التدفق.
- 2 - أفسر: تشابهُ الغازاتُ في خصائصها الفيزيائية.
- 3 - أقارِنُ: أحَدَدُ الغازَ الأسرع انتشاراً: النيتروجين N_2 أم الأرغون Ar .
- 4 - أصفُ: عينةٌ من غاز الهيدروجين H_2 في الظروف المعيارية، نُقلت إلى وعاءٍ أصغر حجماً عند درجة الحرارة نفسها، فما التغيير الذي يحدث لـ كلٍّ من:
 - متوسط الطاقة الحركية لجزيئات H_2 .
 - عدد التصادمات الكلية لجزيئات غاز H_2 خلالَ وحدة الزمن.
 - ضغط غاز H_2 .
- 5 - أفسر: استخدم أحد الطلبة البيانات الآتية $T_1 = 75^\circ C$ ، $V_1 = 752 \text{ mL}$ ، $T_2 = -15^\circ C$ ، $V_2 = ?$ لحساب V_2 لأحد الغازات، وكانت إجابته $V_2 = 150.4 \text{ mL}$. ما الخطأ الذي ارتكبه الطالب خلال حسابه قيمة V_2 ؟
- 6 - أحسب: إذا علمت أنّ باللونَ مملوءاً بغاز الهيليوم حجمه 300 mL عند ضغط 1 atm ، ارتفع إلى أعلى بحيث أصبح الضغط 0.63 atm ، فاحسب حجمه الجديد بفرضبقاء درجة الحرارة ثابتة.
- 7 - أحسب: عينةٌ من غاز حجمُها 3.5 L عند درجة حرارة $20^\circ C$ وضغط 0.86 atm . احسب درجة حرارتها إذا سُمح لها بالتمدد حتى أصبح حجمُها 8 L عند ضغط 0.56 atm .
- 8 - أحسب: أنتج تفاعلاً ما 5.67 g من غاز CO_2 . احسب حجم الغاز عند درجة حرارة $23^\circ C$ وضغط يساوي 0.985 atm .
- 9 - أحسب كثافة غاز كبرتيد الهيدروجين S_2H بوحدة g/L عند درجة حرارة $56^\circ C$ وضغط يساوي 0.967 mmHg
- 10 - أحسب الضغط الكلي لخلط مكون من 6 g من غاز الأكسجين O_2 و 9 g من غاز الميثان CH_4 في وعاء حجمُه 15 L وعند درجة حرارة $0^\circ C$.
- 11 - أحسب الكتلة المولية لغاز مجهول ثانائي الذرة يتذبذب بمعدل 0.6713 m/s من معدل سرعة تدفق O_2 عند درجة الحرارة نفسها.
- 12 - أحسب: بالون حجمُه 2400 L مملوء بغاز الهيليوم He عند ضغط يساوي 1 atm ودرجة حرارة $27^\circ C$ ، ارتفع إلى أعلى حيث درجة الحرارة $23^\circ C$ ، ولكي يبقى حجمه ثابتاً جرى التخلص من 80 g من الهيليوم. احسب ضغط الغاز في البالون بعد ارتفاعه إلى أعلى.

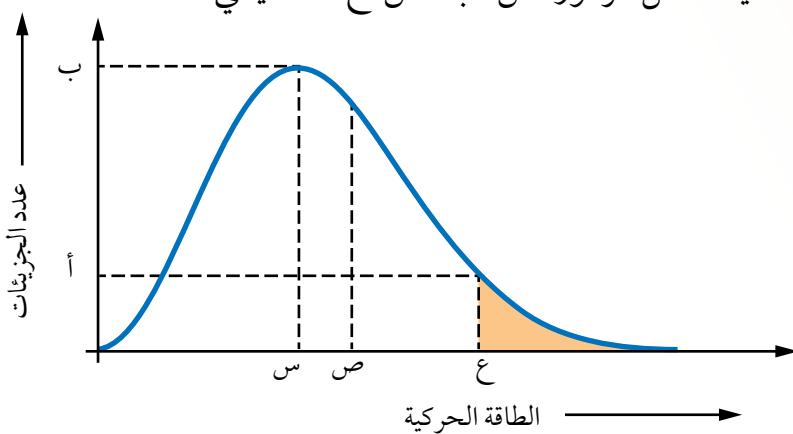
بعض الخصائص الفيزيائية للسوائل

يوصف السائل بأنه مادة ذات حجم ثابت وتأخذ شكل الإناء الذي توضع فيه، ويمكن فهم خصائص السوائل اعتماداً على حركة جزيئاتها وقوى التجاذب بينها، فجزيئاتها في حركة مستمرة وعشوائية كالغازات، وهذا سبب تسمية السوائل والغازات بالماء؛ فالماء **Fluid** هو المادة التي لها القدرة على الجريان أو الانسياب، وتأخذ شكل الإناء الموجود فيه. وتترابط جزيئات السائل بقوى تجاذب ضعيفة نسبياً، إما روابط هيدروجينية أو قوى تجاذب ثنائية القطب أو قوى لندن، تجعلها أكثر تقاربًا من جسيمات الغاز وطاقتها الحركية أقل، وهذا التقارب يجعلها غير قابلة للانضغاط، كما تكون كثافتها أكبر من كثافة الغازات. وفي ما يأتي أهم خصائص السوائل.

التَّبَخْرُ Evaporation

تبخر مياه المسطحات المائية دون أن تغلي، فكيف يحدث ذلك؟

تعرف عملية التبخر **Evaporation** بأنها تحول المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية، وحتى تحدث هذه العملية فيجب أن تكون الطاقة الحركية لبعض الجزيئات كافية للتغلب على قوى التجاذب بينها وبين الجزيئات المحيطة بها، فتفلت من سطح السائل إلى الحالة الغازية. يوضح الشكل (15) منحنى ماكسويل - بولتزمان، الذي يوضح توزيع الطاقة الحركية لجزيئات السائل عند درجة حرارة معينة؛ حيث تمثل الرموز (س، ب، ص، ع، أ) ما يأتي:



الفكرة الرئيسية :

تمتاز السوائل بخصائص محددة تعتمد على قوى التجاذب بين جزيئاتها.

نتائج التعلم :

- أوضح المقصود بالمفاهيم: تبخر، تكافف، ضغط بخاري، درجة الغليان.

- أستنتج العوامل التي تؤثر في خصائص المادة في الحالة السائلة.

المفاهيم والمصطلحات :

Fluid	الماء
Evaporation	التَّبَخْرُ
	طاقة التبخر المولية

Molar Evaporation Energy	
Condensation	التكافف
	طاقة التكافف المولية

Molar Condensation Energy	
Vapor Pressure	الضغط البخاري
Boiling Point	درجة الغليان
Normal Boiling Point	درجة الغليان العادية

الشكل (15): منحنى ماكسويل - بولتزمان لتوزيع الطاقة الحركية لجزيئات السائل عند درجة حرارة معينة.

رس : الطاقة الحركية التي يمتلكها أكبر عدد من جزيئات السائل.

ب : عدد الجُزئيات التي تمتلك الطاقة الحركية س.

ص: متوسط الطاقة الحركية للجزئيات.

ع : الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتغلب على قوى التجاذب بين

أ: عدد الجزيئات التي تمتلك الطاقة أو الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتغلب على قوى التجاذب بين جزيئات السائل فيتبرّخ.

أُمّا المنطقة المظللة فتمثلُ الجُزئياتِ التي تمتلكُ طاقةً كافيةً للتبخر. ألا حظٌ منَ المنحنى وجود جُزئيات تمتلك طاقةً كافيةً للتبخر (المنطقة المظللة تحت المُنْحنى)، فتفلت هذه الجُزئيات من سطح السائل متحوّلةً للحالة الغازية، كما أنَّ الحركة الدائمة والتصادمات المستمرة بين جُزئيات السائل تزيد من الطاقة الحركيَّة لبعض الجُزئيات. فتصبح كافيةً للتغلب على قوى التجاذب التي تربطها مع الجُزئيات المحيطة بها، فتفلت من سطح السائل؛ أي تتبخر دون أن تكون درجة الحرارة مساويةً لدرجة الغليان.

وهو ما يفسّر حدوث عملية التبخر من سطح السائل عند أي درجة حرارة؛ نظراً للوجود جزئيات تمتلك حداً أدنى من الطاقة اللازمة للتباخر في أي لحظة.

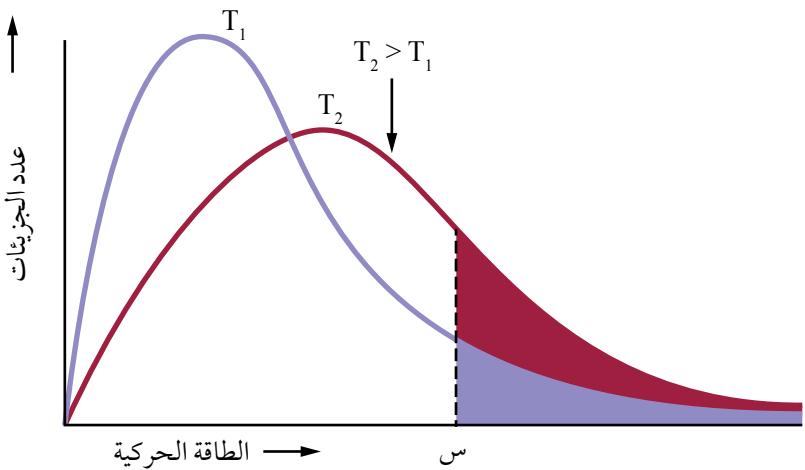
العوامل المؤثرة في سرعة التبخر

تختلفُ السوائلُ في سرعة تبخرها اعتماداً على قوى التجاذب بين جزيئاتها عند ثبات درجة الحرارة، ويبيّن الجدول (1) نوع قوى التجاذب بين جزيئات سائلين؛ كحول الإيثanol والأسيتون، ومقارنة بين سرعة تبخرهما.

الجدول (1): أثر قوى التجاذب بين جزيئات السائل، في سرعة تبخّره.

سرعة التبخر	الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتتبخر	نوع قوى الترابط بين جزيئاتها في الحالة السائلة	المادة
أقل سرعة	أكبر	الروابط الهيدروجينية	كحول الإيثانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (مُطهر للجروح)
أسرع	أقل	ثنائية القطب	الأسيتون CH_3COCH_3 (مزيل طلاء الأظافر)

الشكل (16): منحنى
ماكسويل - بولتزمان
لتوزيع الطاقة الحرارية
للحُزيات عند درجة حرارة T_1 و T_2 .



لاحظ أن جُزيئات كحول الإيثanol ترتبط بروابط هيدروجينية، وهي قوية نسبياً مقارنة بقوى التجاذب ثنائية القطب بين جُزيئات الأسيتون، ومن ثم فإن الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لتبخر الأسيتون أقل؛ لذلك يتبخر أسرع، أما الإيثanol فإن الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لتبخره أكبر؛ لذلك تكون سرعة تبخره أقل. هذا يعني أنه كلما كانت قوى التجاذب بين جُزيئات السائل أقوى كان الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لتبخره أكبر وسرعة تبخره أقل.

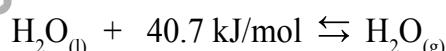
هناك عامل آخر يؤثر في سرعة التبخر، هو درجة الحرارة. ولتفسير ذلك، يستخدم منحنى ماكسويل - بولتزمان لتوزيع الطاقة الحرارية لجُزيئات السائل عند درجتي حرارة T_1 و T_2 حيث $T_2 > T_1$ ، ويمثل الرمز (س) الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتبخر، كما هو مبين في الشكل (16). وعند مقارنة المساحة المظللة تحت المنحنيين، نجد أن عدد الجُزيئات التي تمتلك الطاقة اللازمة للتبخر عند درجة حرارة T_2 أكبر منها عند T_1 .

تفسير ذلك أن زيادة درجة الحرارة تزيد من الطاقة الحرارية للجُزيئات وتزيد من عدد التصادمات بينها، فيزداد عدد الجُزيئات التي تمتلك الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتبخر وتزداد سرعة التبخر.

تُسمى كمية الطاقة اللازمة لتحويل مول واحد من المادّة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية عند درجة حرارة معينة «طاقة التبخر المولية»

."Molar Evaporation Energy

ويمكن تمثيل عملية تبخر مول من الماء بالمعادلة:



تمثّل الطاقة في المعادلة طاقة التبخر المولية للماء، ويتميز الماء بارتفاع طاقة تبخره المولية مقارنةً بغيره من السوائل.

أتحقق: ✓

١ - ما العلاقة بين طاقة التبخر المولية للسائل وقوى التجاذب بين جزيئاته؟

٢ - أُرتب السوائل الآتية تصاعدياً تبعاً لتزايد سرعة تبخرها:



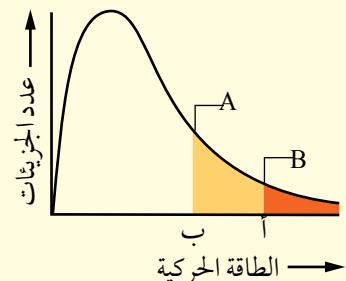
أفڪ: يمثل الشكل توزيع الطاقة

الحركيّة لجزيئات السائلين A و B عند درجة حرارة معينة.

- ماذا تمثّل كل من النقطتين

أ و ب؟

- أي السائلين أسرع تبخرًا عند درجة الحرارة نفسها؟



الربط بالحياة

صناعة القهوة سريعة الذوبان

للحصول على بلوارات القهوة سريعة الذوبان تجفف القهوة السائلة بطريقتين، هما: التجفيف بالرش والتجميد. في الأولى، ترش القهوة السائلة المركزة كرداً خفيف في هواء شديد الحرارة والجفاف (نحو 250°C)؛ إذ يعمل الرذاذ على زيادة مساحة السطح المعرض للتبيخ على نحو كبير، فيتبخر الماء بسرعة تاركاً حبيبات من القهوة سريعة الذوبان. أمّا التجفيف بالتجميد، فتبرد فيه القهوة السائلة المركزة على مرحلتين إلى درجة حرارة نحو (-40°C)، فتشكل الواح من القهوة المجمدة يجري تكسيرها إلى حبيبات ثم إرسالها إلى واحدة التجفيف المفرغة من الهواء؛ حيث يتسامي الجليد على درجة حرارة منخفضة تاركاً حبيبات من القهوة سريعة الذوبان.

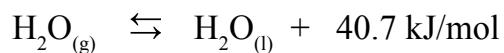


التكاثف Condensation

تُسمى عملية تحول المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة التكاثف Condensation، وتحدث عندما تنخفض درجة حرارة البخار فتقل الطاقة الحركية لجزيئاته وتقل سرعتها، وعندما تقارب للحد الكافي تجاذب حسب نوع قوى التجاذب بينها متحوّلة إلى الحالة السائلة. وينجم عن عملية التكاثف تحرر كمية من الطاقة متساوية لكمية الطاقة الممتصة عند التبخر، وتسمى كمية الطاقة الناتجة من تكاثف مول واحد من بخار المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة عند درجة حرارة معينة طاقة التكاثف

Molar Condensation Energy المولية

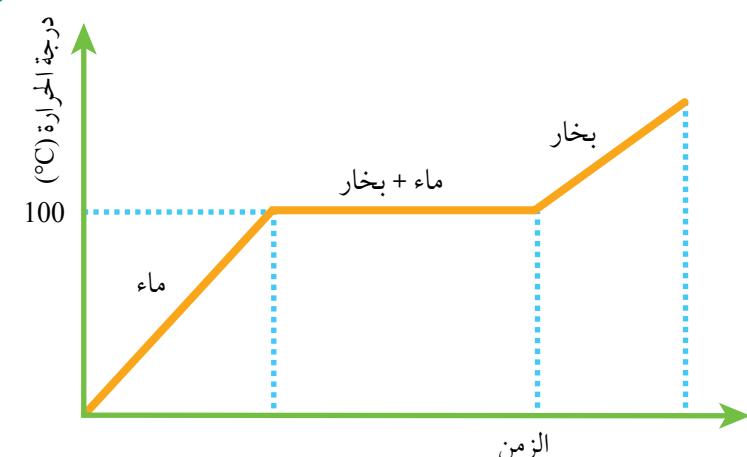
ويمكن التعبير عن عملية تكاثف مول من بخار الماء بالمعادلة:



الاحظ أن طاقة التبخر المولية للماء تساوي طاقة تكاثفه المولية، وأن عملية التبخر ماضية للطاقة وعملية التكاثف طاردة لها.

تحقق: ما شروط حدوث عملية التكاثف؟ ✓

أفكار: أفسر، مستعيناً بالشكل الآتي:
الحرق الناجمة عن بخار الماء أشد من تلك الناجمة عن الماء الساخن عند 100 °C.

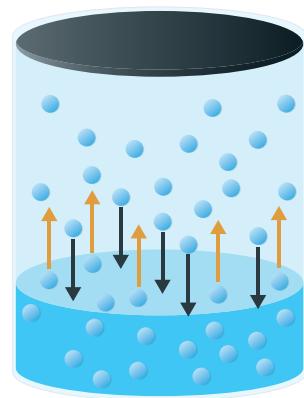


الضغط البخاري Vapor Pressure

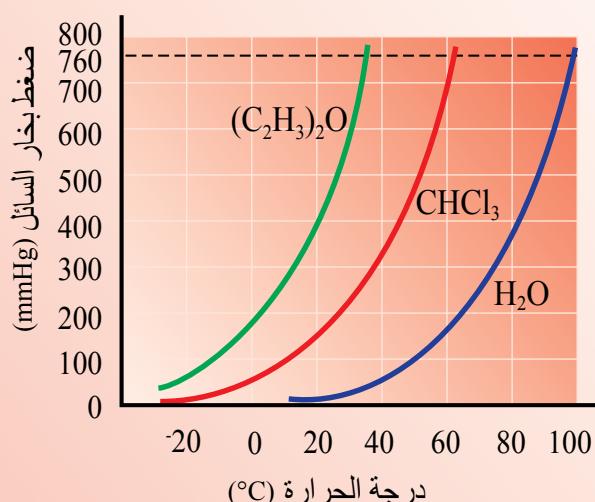
عند وضع سائل في وعاء مكشوف فإنه يستمر بالتبخر، ولكن ماذا لو كان الوعاء مغلقا؟

عند وضع السائل في وعاء مغلق فإنه يبدأ بالتبخر بحيث تفلت من سطحه الجزيئات ذات الطاقة الحرارية العالية. وتحدد عملية التبخر بمعدل ثابت عند درجة حرارة معينة، وبمرور الوقت يزداد عدد جزيئات بخار السائل داخل الوعاء ويزداد تصادمها مع بعضها ومع جدار الإناء وسطح السائل، وتتفقد نتيجة ذلك بعض الجزيئات جزءاً من طاقتها الحرارية خلال تلك التصادمات فتكافث، وبمرور الوقت يزداد عدد الجزيئات المتكافحة حتى يصبح مساوياً لعدد الجزيئات المتباخرة خلال وحدة الزمن؛ أي أن معدل سرعة التبخر يساوي معدل سرعة التكافث، كما يوضح الشكل (17)، ويُوصف هذا الوضع بأنه حالة اتزان ديناميكي بين السائل وبخاره، يثبت عندها ضغط بخار السائل، ويُسمى الضغط الناجم عن جزيئات بخار السائل والمؤثر في سطحه عند الاتزان عند درجة حرارة معينة **الضغط البخاري Vapor Pressure** للسائل.

يتأثر الضغط البخاري للسائل بدرجة الحرارة وقوى التجاذب بين جزيئاته، ويبيّن الشكل (18) تغيير الضغط البخاري لثلاثة سوائل:ثنائي إيثيل إيتير وثلاثي كلوروميثان والماء، مع زيادة درجة الحرارة. الاحظ أنه كلما ازدادت درجة الحرارة ازداد الضغط البخاري للسائل.



الشكل (17): الاتزان الديناميكي بين السائل وبخاره؛ حيث معدل سرعة تبخر السائل = معدل سرعة تكافث بخاره.



الشكل (18): أثر درجة الحرارة في الضغط البخاري لعدد من السوائل.

الجدول (2): أثر قوى التجاذب بين جزيئات السائل في ضغطه البخاري.

نوع قوى التجاذب بين جزيئات السائل	الضغط البخاري (mmHg) عند 20 °C	المادة
روابط هيدروجينية	20	H ₂ O الماء
ثنائية القطب	150	CHCl ₃ ثلاثي كلورو ميثان
ثنائية القطب	400	(C ₂ H ₅) ₂ O ثنائي إيثيل إيثر

ولمعرفة أثر قوى التجاذب بين جزيئات السائل في ضغطه البخاري، الاحظ قيمة الضغط البخاري للسوائل الثلاثة عند درجة الحرارة نفسها ونوع قوى التجاذب بين جزيئات كل سائل. انظر الجدول (2).

أفخ: أفسر تزايد الضغط البخاري
للسوائل بزيادة درجة حرارتها.
أرتِب السوائل الآتية حسب تزايد
ضغطها البخاري عند درجة
الحرارة نفسها:
 CH_3CH_3 ، CH_3OH ، CH_3F

الاحظ أنه كلما كانت قوى التجاذب بين جزيئات السائل أقوى كلّ ضغطُ البخاري، فالضغطُ البخاري للماء ذي الروابط الهيدروجينية الأقوى هو الأقل، بينما الضغطُ البخاري لثنائي إيثيل إيثر الذي ترابطُ جزيئاته بقوى تجاذب ثنائية القطب الأضعف هو الأعلى.

أي أنه كلما ازدادت قوى التجاذب بين جزيئات السائل كلّ ضغطُ البخاري عند درجة حرارة معينة.

تحقق: مستعيناً بالشكل (18)، أحدد الضغطُ البخاري لكلّ من ثلاثي كلورو ميثان والماء عند درجة حرارة 50 °C، وأقارنُها بقيمة ضغطه البخاري الواردة في الجدول (2). ماذا أستنتج؟

درجة الغليان Boiling Point

عند تسخين السائل تزداد الطاقة الحركية لجزيئاته ويزداد عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة كافية للت BX فتزداد سرعة BX، وعندما تصبح الطاقة التي تمتلكها الجزيئات في جميع أجزاء السائل كافية لت BXه يبدأ السائل بالغليان، وتكون فقاعات كثيرة في جميع أجزائه وترتفع إلى سطحه وتغادره؛ أي تنتقل إلى الحالة الغازية، عند ذلك يكون ضغط BX متساوياً للضغط الواقع عليه؛ لأنّه لو كان أقلّ منه لانفجرت الفقاعات قبل وصولها إلى السطح، وتحتّم درجة الحرارة عند ذلك درجة غليان السائل **Boiling Point**. ويمكن جعل السائل يغلي عند أيّ درجة حرارة، وذلك من خلال التحكّم في الضغط المؤثّر في سطحه. يوضح الجدول (3) الضغط البخاري للماء عند درجات حرارة مختلفة.

أمّا درجة الحرارة التي يصبح عنها الضغط البخاري للسائل متساوياً للضغط الجوي (1 atm , 760 mmHg)، فتشتمل على **العادية Normal Boiling Point**، وتعتمد درجة غليان السائل على قوى التجاذب بين جزيئاته وتزداد بزيادتها.

الجدول (3): الضغط البخاري للماء عند درجات حرارة مختلفة.

الضغط البخاري للماء	
درجة الحرارة (mmHg)	الضغط البخاري (°C)
17.5	20
55.3	40
149.4	60
355	80
760.0	100

أتحقق:

- أحده، اعتماداً على الجدول (3)، درجة غليان الماء عندما يبلغ ضغطه البخاري 355 mmHg .
- اعتماداً على الشكل (18)، أحده درجة الغليان العادي لثلاثي كلورو ميثان وثنائي إيثيل إثير.

أفخر: أحده أي السائلين NH_3 أم HF له أعلى درجة غليان.

الربط بالحياة أواني الضغط

تُستخدم أواني الضغط للعمل على إنضاج الطعام بسرعة؛ وذلك لأنّ ارتفاع ضغط البخار داخلها يؤدي إلى رفع درجة غليان الماء إلى نحو 120°C . وحتى لا يحدث انفجار بسبب زيادة الضغط، يوجد صمام يسمح بخروج بعض البخار؛ مما يقلل الضغط داخلها.



التجربة ٤

قابلية السوائل للانتشار

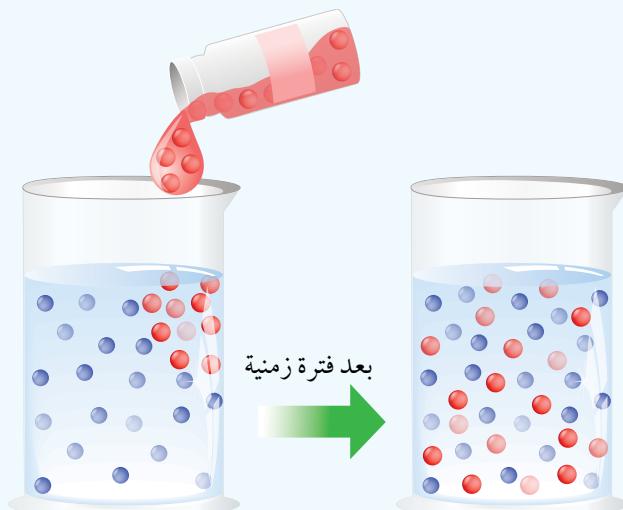
المواد والأدوات:

كأس زجاجيّة سعة 500 mL (عدد 2)، حبر سائل، مصدر حرارة، ميزان حرارة، ساعة وقف (عدد 2)، قطّارة.

إرشادات السلامة:

اتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.

أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات والكمامة.



خطوات العمل:

- 1- أضع 250 mL من الماء في كلٌ من الكاسين.
- 2- أُسخّن إحدى الكاسين حتى تصبح درجة حرارة الماء فيها ٦٠ °C، ثم أبعدها عن مصدر الحرارة.
- 3- استخدم القطارنة لوضع نقطة حبر في كل كأس.
- 4- أقيس زمان انتشار الحبر في كلا الكاسين باستخدام ساعة الوقف.
- 5- الاحظ الفرق بين سرعة انتشار الحبر في كلا الكاسين.

التحليل والاستنتاج:

- 1- أيُّ الكاسين كان انتشار الحبر فيها أسرع؟
- 2- أفسّر انتشار الحبر في الماء في كلا الكاسين.
- 3- أفسّر اختلاف سرعة انتشار الحبر باختلاف درجة الحرارة.

التجربة 5

العامل المؤثر في سرعة التبخر

المواد والأدوات:

أسيتون، كحول الإيثanol، ثاني إيثيل إيتير، مخبر مدرج (10 mL) عدد (3)، أنبوب اختبار عدد (6) وأرقامها، كأس زجاجية سعة (200 mL)، (100 mL) ماء ساخن درجة حرارته 40°C ، حامل أنابيب اختبار.

إرشادات السلامة:

اتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.

أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات والكمامة.

احذر من استنشاق المواد العضوية على نحو مباشر.

خطوات العمل:

- أقيس** (10 mL) من الأسيتون باستخدام المخبر المدرج وأضعها في أنبوب الاختبار رقم (1)، وكذلك الحال في أنبوب الاختبار رقم (2)، وأكرر ذلك بالنسبة إلى كحول الإيثanol (أنبوي الاختبار 3، 4) وثاني إيثيل إيتير (أنبوي الاختبار 5، 6).
- أضع أنابيب الاختبار 1، 3، 5 في حامل الأنابيب قريباً من النافذة، وأنتركها لمدة (10 min).
- أضع أنابيب الاختبار 2، 4، 6 في الكأس الزجاجية المحتوية على الماء الساخن بدرجة 40°C ، وأنتركها لمدة (5 min).
- أقيس** كمية السائل المتبقية في كل أنبوب اختبار باستخدام المخبر المدرج، ثم أسجلها.
- أنظم البيانات:** أسجل الكميات المتبقية من كل سائل في الجدول.

						اسم السائل
رقم الأنبوب						كمية السائل
6	5	4	3	2	1	

- أقارن** الكمية المتبقية من السائل نفسه في الحالتين.

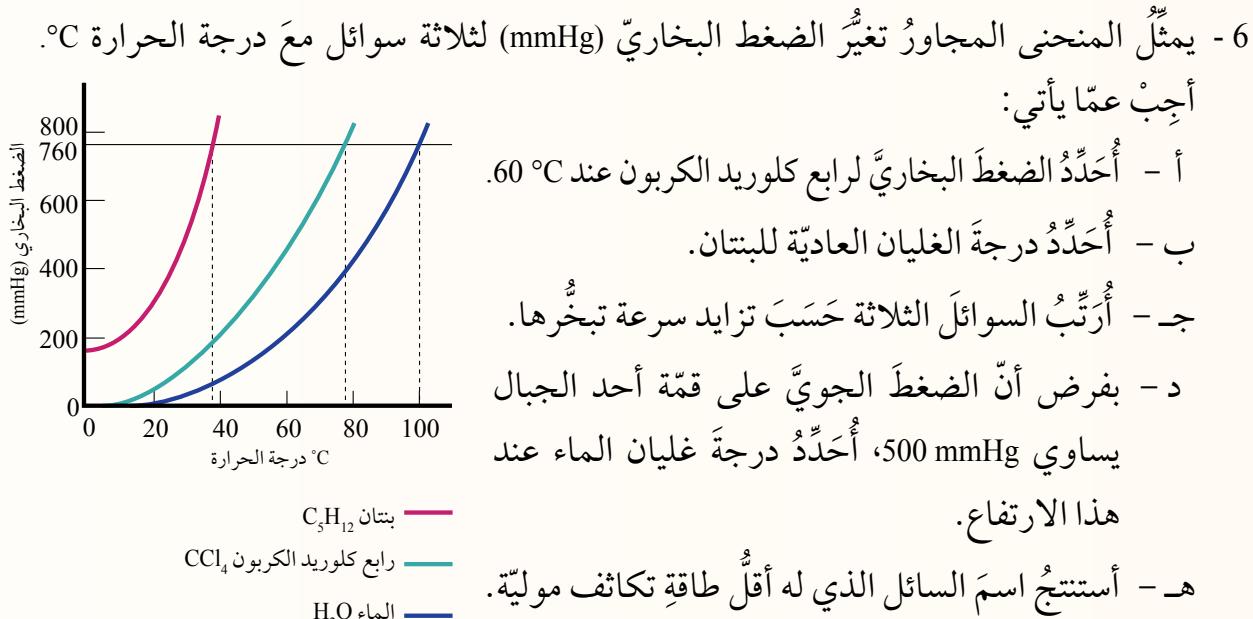
التحليل والاستنتاج:

- أرتّب السوائل الثلاثة حسب سرعة تبخرها.
- أحدّد نوع قوى التجاذب بين جزيئات كل سائل.
- أفترض** اختلاف السوائل الثلاثة في سرعة تبخرها اعتماداً على قوى التجاذب بين جزيئاتها.
- استنتج** العلاقة بين نوع قوى التجاذب بين جزيئات السائل وسرعة تبخره.
- استنتج** العلاقة بين درجة الحرارة وسرعة تبخر السائل.

مراجعة الدرس



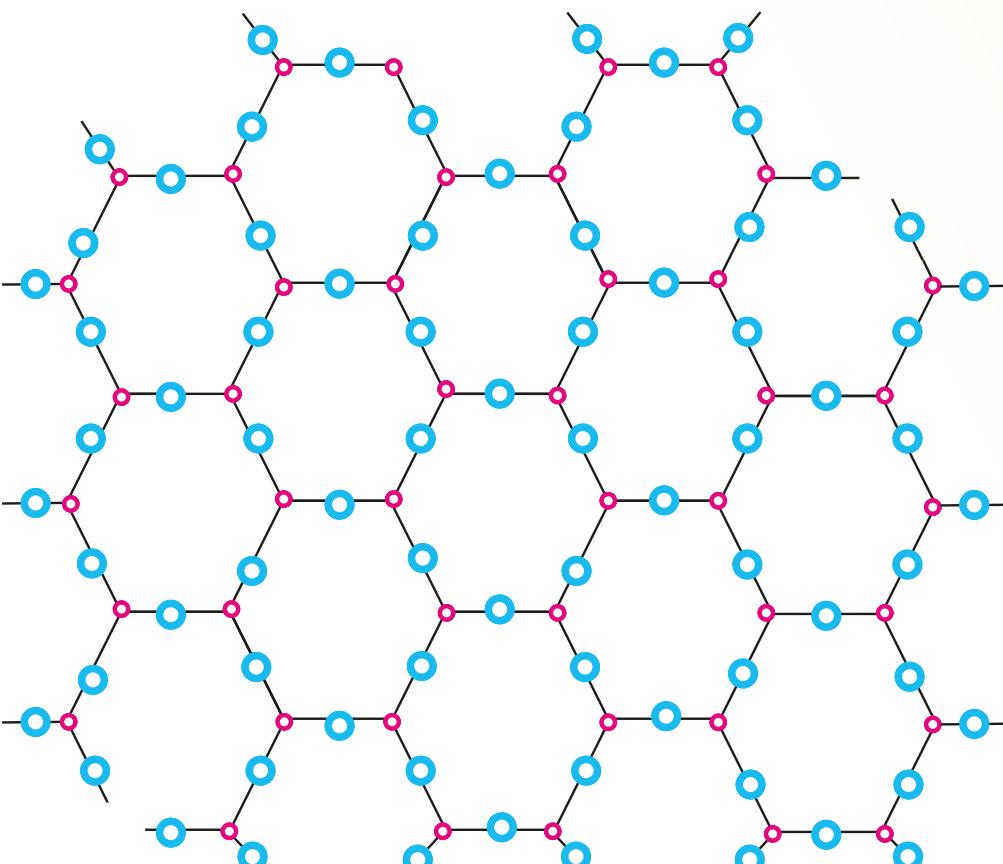
- 1 - الفكرة الرئيسية: ما المقصود بكلٍّ مما يأتي:
- الضغط البخاري.
 - طاقة التبخر المولية.
 - درجة الغليان العاديّة.
- 2 - أُفَسِّرُ: يأخذ السائل شكل الإناء الذي يوضع فيه، ولكن حجمه يظل ثابتاً.
- 3 - أُفَسِّرُ: يغلي الماء في الأغوار على درجة حرارة أكثر قليلاً من 100°C .
- 4 - أُصِفُ: سائل في وعاء مغلق ضغطه البخاري ثابت، فما العلاقة بين سرعة تبخره وسرعة تكافف بخاره؟
- 5 - أستنتج: المركب A يتبخر بسرعة أكبر من سرعة تبخر المركب B عند 25°C .
- أي المركبين قوى التجاذب بين جزيئاته أكبر؟
 - أي المركبين له ضغط بخاري أعلى عند 25°C ؟
 - أي المركبين درجة غليانه العاديّة أكبر؟



خصائص عامة للمواد الصلبة

جُسيمات المادّة في الحالة الصلبة (ذرّات، جُزيئات، أيونات) متقاربةً جدًا وقوى التجاذب بينها كبيرة؛ لذلك تترتب في أماكن محددة لا تغادرها وتحرك في أماكنها حرّكة اهتزازية. والمادة الصلبة كثافتها عالية، وغير قابلة للانضغاط أو الجريان؛ مما يعني أنها ذات شكل وحجم ثابتين. وعند تسخين المادة الصلبة تهتر جسيماتها على نحو أسرع، ومع زيادة طاقتها الحرّكية يضعف التجاذب بينها فتحول المادة إلى الحالة السائلة، وتسمى درجة الحرارة التي تحول عندها المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة **درجة الانصهار** Melting Point.

تترتب جسيمات المواد الصلبة بطريقتين؛ ف تكون في الأولى أشكالاً هندسية منتظمة، وتسمى في هذه الحالة مواد صلبة بلوريّة Crystalline Solids، انظر الشكل (19)، ومثال عليها الذهب، والماض، وكلوريد الصوديوم.



القدرة الرئيسية:

تقسم المواد الصلبة إلى نوعين رئيسيين: مواد صلبة بلوريّة ومواد صلبة غير بلوريّة، وتصنف المواد الصلبة البلوريّة إلى أربعة أنواع رئيسة بحسب خصائصها الفيزيائية.

تَاجِانُ التَّعْلُمِ :

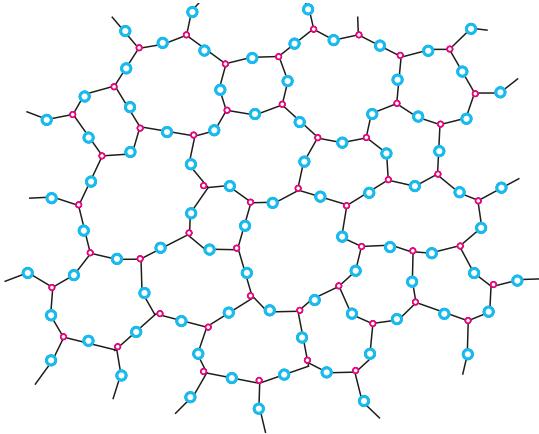
- أتعرف على خصائص المادة في الحالة الصلبة.
- أصنف المواد الصلبة البلوريّة إلى أنواعها الرئيسية، وأميز بين صفاتها.

المفاهيم والمصطلحات:

مادة صلبة بلوريّة	Crystalline Solids
صلبة غير بلوريّة	Amorphous Solids
صلبة جزيئية	Molecular Solid
صلبة فلزية	Metallic Solid
صلبة أيونية	Ionic Solid
صلبة شبكيّة تساهميّة	Covalent Network Solid
درجة الانصهار	Melting Point
ظاهرة التآصل	Allotropy

الشكل (19): مادة صلبة بلوريّة.

الشكل (20): مادةٌ صلبةٌ
غير بلوريّة.



وتترَّبُ في الثانية عشوائياً (ليس لها شكل هندسي منتظم)، وَتُسَمَّى مادةً صلبة غير بلوريّة **Amorphous Solids**، كما في الشكل (20)، ومثال عليها البلاستيك، والزجاج، والأسفلت.

سنعرِّفُ في هذا الدرس نوع الجُسيمات المكوّنة للمواد الصلبة البلوريّة ونوع الروابط أو قوى الترابط بينها وخصائصها الفيزيائيّة.

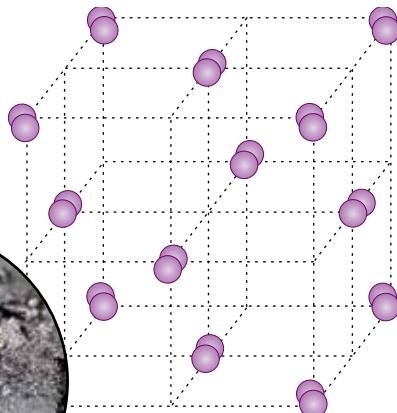
المواد الصلبة البلوريّة Crystalline Solids

تتكوّنُ المواد الصلبة البلوريّة Crystalline Solids من جُسيمات، إما أن تكون ذرّاتٍ أو جُزيئاتٍ أو أيونات، وقد صنّفتِ المواد الصلبة البلوريّة بناءً على نوع الروابط أو قوى التجاذب بينها إلى أربعة أنواع، والجدول (4) يوضح نوع المادة، ونوع الجُسيمات المكوّنة لها، ونوع الروابط بينها، مع أمثلة عليها.

أتحقّق: ما الفرقُ بين المواد الصلبة البلوريّة وغيرِ البلوريّة؟

الجدول (4): أنواعِ المواد الصلبة البلوريّة.

نوع المادة الصلبة	نوع الجُسيمات	الروابط أو قوى الترابط	أمثلةٌ على كلّ نوع
صلبة جزيئية	جزيئات وذرّات الغازات النبيلة	قوى لندن، قوى ثنائية القطب، روابط هيدروجينية	$\text{Ne}_{(s)}$, S_8 , I_2 , $\text{H}_2\text{O}_{(s)}$
صلبة أيونيّة	أيونات	رابطة أيونيّة	LiF , CsCl , CuBr_2
صلبة شبكيّة تساهميّة	ذرّات	رابطة تساهميّة	ال MAS
صلبة فلزّية	ذرّات	رابطة فلزّية	Al , Na

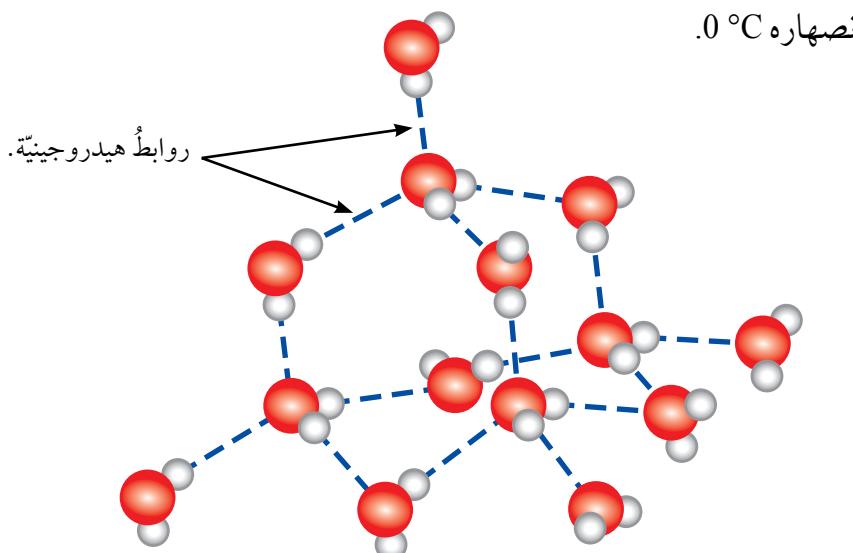


الشكل (21): بلورة اليود.

المواد الصلبة الجزيئية Molecular Solids

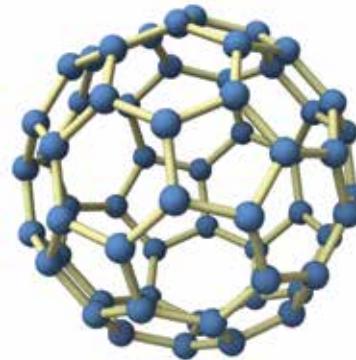
الجسيمات المكونة للمواد الصلبة الجزيئية **Molecular Solids** هي ذرات أو جزيئات تترابط مع بعضها بقوى تجاذب ضعيفة نسبياً؛ لذلك فإنّها تشترك في صفات عدّة، منها أنها مواد هشة ذات درجات انصهار منخفضة، كما أنها غير موصلة للتيار الكهربائي؛ ويرجع ذلك إلى أنّ الجزيئات المكونة لها متعادلة الشحنة ترتبط مع بعضها بقوى تجاذب ضعيفة؛ فمثلاً، بلورة اليود تتكون من جزيئات اليود I_2 المتعادلة التي تترابط بقوى لدن الضعيفة؛ لذلك فإنّ درجة انصهاره منخفضة (114°C)، كما أنّ بلوراته هشة غير موصلة للتيار الكهربائي. انظر الشكل (21).

وينطبق ذلك على الجليد أيضاً، الذي تترابط جزيئاته بروابط هيدروجينية؛ حيث يرتبط كل جزيء من الماء بأربعة جزيئات أخرى، ويكون كل جزيء في البلوره مركزاً رباعي الأوجه منتظم، كما في الشكل (22)، وتبلغ درجة انصهاره 0°C .



الشكل (22): بلورة الجليد؛ حيث يرتبط كل جزيء من جزيئات الماء بأربع جزيئات أخرى.

الشكل (23): جُزيء واحد من كرات باكي C_{60} .



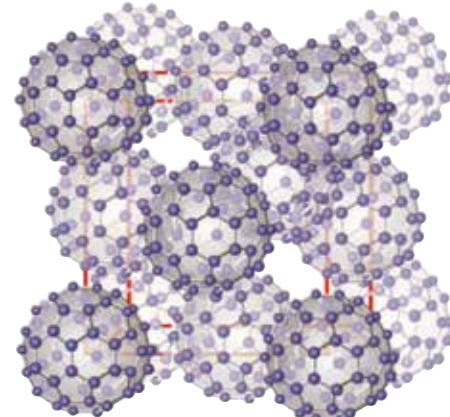
ويكون الكربون مادةً صلبةً جُزئيةً تُسمى بكمسترفولرين من جُزيئاتٍ كرويَّةٍ الشكل مجوفةٍ صيغتها الجُزئية C_{60} ؛ إذ تترابط ذرَّاتُ الكربون داخلِ الجزء الواحد (الكرة الواحدة) بروابطٍ تساهميةٍ بحيث ترتبطُ كلُّ ذرَّةٍ كربون بثلاث ذرَّاتٍ أُخْرى مكوِّنةً حلقاتٍ خماسيةً وسداسيةً مرتبطَةً مع بعضها بعضاً تشبهُ كرة القدم. انظرِ الشكل (23).

وتترابطُ الجُزئياتُ (الكرات) مع بعضها بقوى لدن الضعيفة، انظرِ الشكل (24)، مكوِّنةً بلوراتٍ إبريةَ الشكل سوداء اللون تُسمى بكمسترفولرين.

وتحمِّلُ بلوراتُ بكمسترفولرين بأنَّها غيرُ موصلةٍ للتيار الكهربائيٍّ؛ لأنَّها تتكونُ من جُزيئاتٍ متعادلةٍ كما في اليود والماء، وتبلغُ درجة انصهارها 600°C ؛ حيث يجري عند صهرها التغلُّبُ على قوى لدن التي تربطُ الجُزئياتَ مع بعضها فقط.

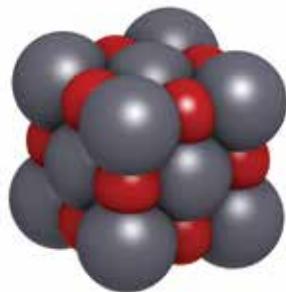
أتحققُ: أفسِّرُ الارتفاعَ النسبيَّ لدرجة انصهار بكمسترفولرين مقارنةً بالمواد الصلبة الجُزئية الأخرى. ✓

الشكل (24): بلورة بكمسترفولرين.



المواد الصلبة الأيونية Ionic Solids

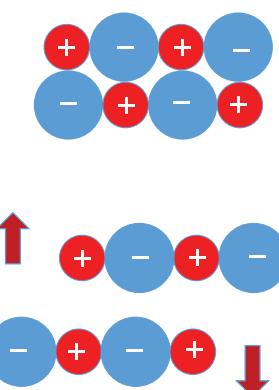
تتكون جسيمات المواد الأيونية من أيونات موجبة وسالبة تتجاذب وتترابط برابطة أيونية، من الأمثلة عليها كلوريد البوتاسيوم KCl وأكسيد الكالسيوم CaO ، ويوضح الشكل (25) بلورة أكسيد الكالسيوم.



الشكل (25): بلورة أكسيد الكالسيوم.

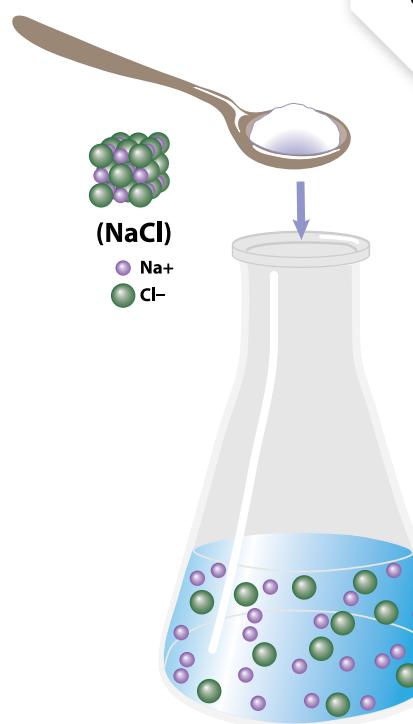
Ionic Solids شديدة الصّلابة ودرجات انصهارها مرتفعة؛ فمثلاً، درجة انصهار كلوريد البوتاسيوم $770^{\circ}C$ ، ودرجة انصهار أكسيد الكالسيوم $2572^{\circ}C$ ، أمّا سبب ارتفاع درجة انصهار أكسيد الكالسيوم مقارنة بكلوريد البوتاسيوم فيرجع إلى أنّ شحنة كلٌّ من أيوني الكالسيوم والأكسجين $(+2, -2)$ ، وهي أكبر من شحنة كلٌّ من أيوني البوتاسيوم والكلور التي تساوي $(+1, -1)$ ؛ لذلك فإنّ قوّة التجاذب بين أيوني الكالسيوم والأكسجين أكبر والرابطة الأيونية بينهما أقوى.

ورغم شدّة صّلابة المواد الأيونية فإنّها هشّة، وإذا تعرّضت للطرق فإنّ أيوناتها تتحرّك (تنزلق) بالنسبة إلى بعضها البعض بحيث تقاربُ الأيونات المتشابهة في الشحنة فتتนาشر، وهو ما يؤدّي إلى تحطم البلورة، كما يبيّن الشكل (26).



الشكل (26): تحطم بلورة المادة الأيونية نتيجة تعرّضها للطرق.

لا توصل المواد الصلبة الأيونية التيار الكهربائي؛ لأنّ أيوناتها مرتبطة برابطة أيونية قوية؛ أي أنها غير حرة الحركة، أمّا عند صهرها أو إذابتها في الماء فإنّ أيوناتها تصبح حرة الحركة، كما يظهر في الشكل (27)؛ لذلك توصل محليلها ومصايرها التيار الكهربائي.



الشكل (27): محلول NaCl

✓ **أتحقق:** أنسُر: درجة انصهار LiCl أقل من درجة انصهار MgO .

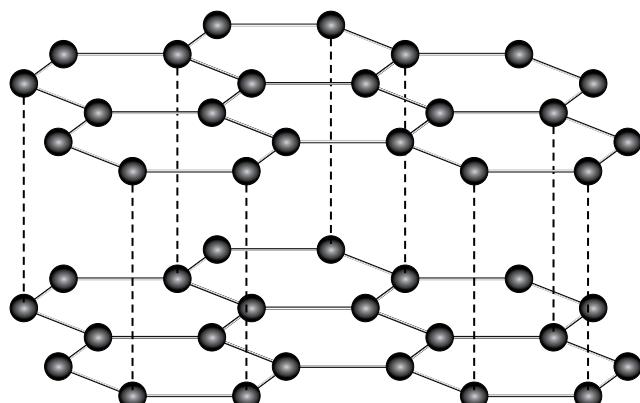
المواد الصلبة الشبكية التساهمية Covalent Network Solids

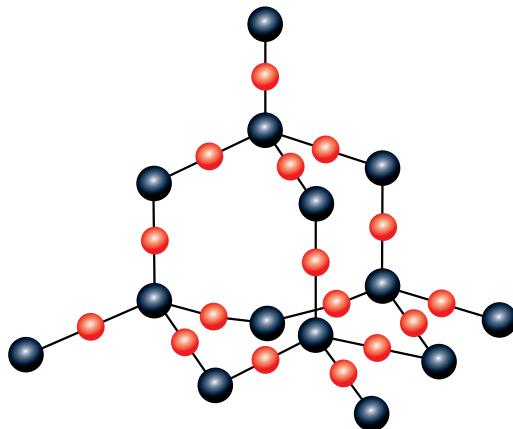
جُسيمات المواد الصلبة الشبكية التساهمية Covalent Network Solids

ذرات تترابط في ما بينها بروابط تساهمية في بناء شبكي صلب، مثل الماس، الذي يتكون من ذرات الكربون؛ حيث ترتبط كل ذرة كربون بأربع روابط تساهمية مع أربع ذرات كربون أخرى، وتكون كل ذرة مركزاً رباعياً الأوجه منتظم، كما يظهر في الشكل (28)، الذي يوضح التركيب الشبكي لبلورة الماس. والماس عالي القساوة ودرجة انصهاره مرتفعة تساوي 3550°C ، كما أنه غير موصل للتيار الكهربائي؛ نظراً إلى أن إلكتروناته مقيدة غير حرّة الحركة، وهو يعد أكثر المواد الطبيعية قساوة؛ لذا يستخدم في صناعة أدوات القطع والقص، كرؤوس حفارات آبار البترول.

وهناك شكل آخر من البلورات يكونه الكربون، هو الغرافيت؛ حيث ترتبط كل ذرة كربون بثلاث ذرات كربون أخرى بحيث تشکل حلقات سداسية الشكل، وتشكل هذه الحلقات مع بعضها طبقات رقيقة، كما يظهر في الشكل (29)، ترابط مع بعضها بقوى لدن الضعيفة، وهذا الترابط الضعيف يجعل الغرافيت مادة هشة، ويسهل انزلاق الطبقات المكونة له فوق بعضها بعضاً؛ لذا يستخدم في صناعة أقلام الرصاص. ونظراً إلى وجود 3 روابط π بين ذرات الكربون المشكّلة لكل حلقة فإن إلكترونات المشاركة فيها تشکل ما يشبه السحابة بين الطبقات؛ مما يجعل الغرافيت موصلًا للتيار الكهربائي، وهو بذلك يُشدّ في خصائصه عن خصائص المركبات الشبكية التساهمية على نحو عام، وتبلغ درجة انصهاره 3730°C .

الشكل (29): رسم تخطيطي للطبقات المكونة للغرافيت.





الشكل (30): بلورة الكوارتز.

تُسمى ظاهرة وجود أكثر من شكل بلوري للعنصر الواحد في الحالة الفيزيائية نفسها ظاهرة التآصل **Allotropy**، ويُسمى كلٌ من الماس والغرافيت وبكمونستر فولرين متأصلات.

وَيُعدُّ الكوارتز SiO_2 أيضًا مثلاً آخر على المواد الصلبة الشبكية التساهمية، وتشبه بلورته بلورة الماس، كما يظهر في الشكل (30)؛ حيث ترتبط كل ذرة سليكون بأربع ذرات أكسجين (تمثل الكرات السوداء ذرات السليكون، وتمثل الكرات الحمراء ذرات الأكسجين)، والكوارتز أيضًا شديد القساوة، ولكنه أقل قساوةً من الماس، وتبلغ درجة انصهاره 1710°C .

وتتميز المواد الصلبة الشبكية التساهمية بالقساوة وبدرجات انصهار مرتفعة؛ نظرًا إلى قوة الروابط التساهمية التي تربط بين ذراتها، وهي غير موصلة للتيار الكهربائي في حالتي الصلابة والسيولة على نحو عام.

أتحقق: أُفْسِرُ: الغرافيت موصل جيد للكهرباء. 

أبحث: تمكّن العلماء عام 2004 من الحصول على طبقة واحدة من الغرافيت سمّيَت غرافين. مستعينًا بالكلمات المفتاحية (غرافين) أو (خصائص الغرافين)، أبحث في خصائص الغرافين واستخداماته، وأكتب تقريرًا بذلك (أو عرضًا تقديميًّا)، ثم أعرضه أمام معلمٍي وزملائي.



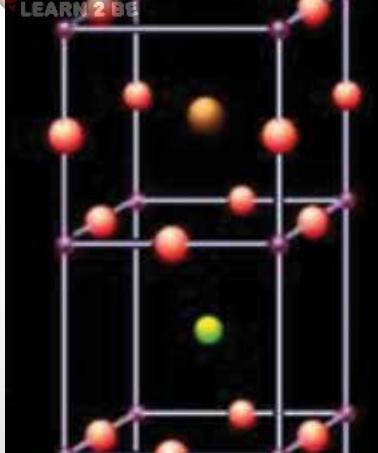


السيراميك فائق التوصيل Super Conducting Ceramic

السيراميك مادة صلبة قد تكون بلوريّة شبكية تساهليّة أو أيونيّة أو تجمّع الاتنين معًا، وقد تكون غير بلوريّة. وهو شديد الصّلابة، لكنه هشّ، وكثافته أقل من المعادن، كما أنه ثابت على درجات الحرارة العالية ولا يتسلّل بسهولة تحت تأثير الضغط.

اكتُشف الباحثان J.G.Bednorz و K.A.Muller التوصيل الفائق للسيراميك عام 1986، وقد منحوا مقابل ذلك جائزة نوبل في الفيزياء. والتوصيل الفائق هو اختفاء المقاومة الكهربائية كلياً في بعض المواد عند تبريدها لدرجة حرارة منخفضة جدًا قريبة من الصفر المطلق.

هناك خاصيّة أخرى للمواد فائقة التوصيل مرتبطة بسلوك المادة المغناطيسي؛ حيث تطرد الموصلات الفائقة المجال المغناطيسي من داخلها عندما تتعرّض لمجال مغناطيسي خارجي، فيبقى الموصل طافياً فوق المغناطيس، وتسمى هذه الظاهرة الرفع المغناطيسي Meissner effect. وللمواد فائقة التوصيل تطبيقات عديدة ومتّوّعة واعدة، ولكن العلماء يؤمّلون أن يصلوا إلى مواد فائقة التوصيل على درجة حرارة الغرفة



المواد الصلبة الفلزية Metallic Solid

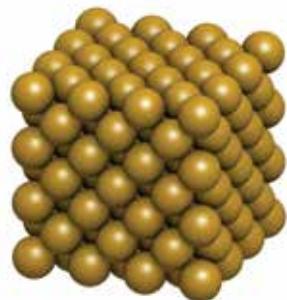
ذرّات الفلزات هي الجُسيمات التي تكون **المواد الصلبة الفلزية**، انظر الشكلين (31، 32)، وتشترك بجموعة من الصّفات، منها: درجات انصهارها مرتفعة على نحو عام، وموصلة للتيار الكهربائي، وقابلة للطرق والسحب، ويرجع السبب في هذه الصّفات إلى طبيعة الرابطة الفلزية بين ذرّاتها. وبسبب طاقة التأين المنخفضة للفلزات فإن إلكترونات الغلاف الأخير فيها ضعيفة الارتباط بالأنوبيّة؛ لذلك عندما تترتب ذرّات الفلز في البلورة فإن إلكترونات الغلاف الأخير تكون حرّة الحركة، ويمكن تخيل البلورة كأنّها صفوفٌ من الأيونات الموجبة مغمورة في بحر من الإلكترونات السالبة حرّة الحركة، كما يوضّح الشكل (33)، وهي قابلة للطرق والسحب؛ لأنّ الضغط على صفوف الأيونات الموجبة بالطرق يجعلها تنزلق مبتعدة عن بعضها، ولكنّها تبقى متراصّة بفعل تجاذبها مع الإلكترونات الحرّة، ومن ثمّ يمكن تشكيلها صفائح أو أسلاكًا أو قضبانًا، أمّا قدرتها على إيصال التيار الكهربائي فراجعه لبحر الإلكترونات السالبة حرّة الحركة في البلورة، وبسبب صلابتها ودرجات انصهارها المرتفعة عائد إلى قوّة التجاذب الناشئة بين بحر الإلكترونات حرّة الحركة والأيونات الموجبة المحيطة بها. وعنده مقارنة درجة انصهار كلّ من عنصري الصوديوم والمغنيسيوم نجد أنّ درجة انصهار الصوديوم Na تساوي 98°C ودرجة انصهار المغنيسيوم Mg تساوي 250°C ، وهو ما يدلّ على أن الرابطة الفلزية في المغنيسيوم أقوى منها في الصوديوم؛ لأنّ عدد الإلكترونات التكافؤ في المغنيسيوم (2) مقارنة بالصوديوم، الذي عدد الإلكترونات تكافئه (1)، وكذلك فإنّ شحنة نواة ذرة المغنيسيوم أكبر منها لذرّة الصوديوم، ومن ثمّ فإنّ قوى التجاذب بين أنوبيّة ذرّات المغنيسيوم والإلكترونات حرّة الحركة في بلورة المغنيسيوم أكبر منها في الصوديوم.

أتحقق:

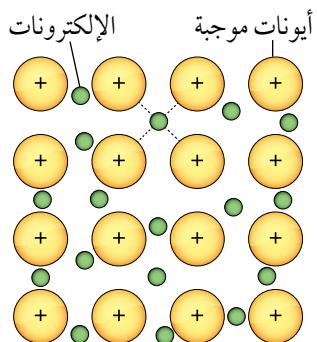
- أفسّر قابلية المواد الصلبة الفلزية للطرق والسحب.
- أحذّد أيَّ العنصرين؟ Li أم Na، له أعلى درجة انصهار.



الشكل (31): بلورة النيكل.



الشكل (32): بلورة الذهب.



الشكل (33): الرابطة الفلزية، وتظهر صفوف الأيونات الموجبة في بحر الإلكترونات السالبة.



الدعامات القلبية المستخدمة
لفتح الشرايين.

تمكّن فريقٌ من الباحثينَ من تطوير جيلٍ جديدٍ مِن السبائك المعدنيةُ للأغراض الطبيةِ مُخصصةٍ لعمل الدّعامتَ القلبية. والسبائك المُبتكرةُ مُصنعةٌ مِن التيتانيوم Ti ، مُضافٌ إِلَيْهِ معدنُ التتاليوم Ta بنسبة 6% ومعدنُ النيوبيوم Nb بنسبة 17%， وهي تمتازُ بمرونةٍ فائقةٍ وقوّةٍ كبيرةٍ ومعدّلات رفضٍ منخفضة، كما أنها خاليةٌ مِن العناصر السامة أو تلك التي تُسبّبُ التهاباتٍ عصبيةً أو حساسيةً. وتصميمُ دعامتِ الشرايينِ الجديدِ متوازنٌ؛ يعتمدُ على الهندسة النانوية، ويجمعُ بين انخفاض التكلفة والملاعمة الحيوية العالية.

مراجعةُ الدرس

1 - الفكرةُ الرئيسية: ما المقصودُ بكلٍّ ممّا يأتي:

- المادةُ الصلبةُ البلوريَّة.
- المادةُ الصلبةُ غيرُ البلوريَّة.
- ظاهرةُ التآصل.

2 - أُفَسِّرُ:

أ - الموادُ الصلبةُ غيرُ قابلةٍ للانضغاط أو الجريان.

ب - انخفاض درجة انصهار بكمسترفلرين مقارنةً بدرجتي انصهار الماس والغرافيت.

3 - أُحدِّدُ نوعَ الروابطِ التي تُكسرُ عند انصهارِ كلٍّ منَ الموادُ الصلبةُ البلوريَّةُ الآتية:

- المادةُ الصلبةُ الأيونية

- المادةُ الصلبةُ الشبكيةُ التساهميَّة

4 - أُحدِّدُ نوعَ المادةُ الصلبةُ البلوريَّةُ لكُلٍّ ممّا يأتي: KI ، Ni ، SiC ، $NH_{3(s)}$

5 - أُصنِّفُ الموادُ الصلبةُ الآتية حَسَبَ نوعها: مادَّةٌ صُلبةٌ جُزيئيَّة، مادَّةٌ صُلبةٌ فِلزية، مادَّةٌ صُلبةٌ شبكيَّة تساهميَّة.

أ - مادَّةٌ صُلبةٌ غيرُ موصلةٍ للكهرباء تنصهرُ على درجة حرارة $650^{\circ}C$ ومصهورُها موصلٌ للكهرباء.

ب - مادَّةٌ صُلبةٌ صفراءُ اللون براقةٌ موصلةٌ للكهرباء.

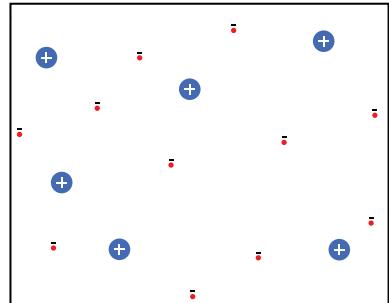
ج - مادَّةٌ شديدةُ الصَّلابة درجة انصهارها $2730^{\circ}C$ غيرُ موصلةٍ للكهرباء عند صهرها.

د - مادَّةٌ صُلبةٌ هشَّةٌ صفراءُ اللون ذاتُ رائحةٍ مميزةٍ تنصهرُ على درجة حرارة $119^{\circ}C$.

الحالة الرابعة للمادة Plasma

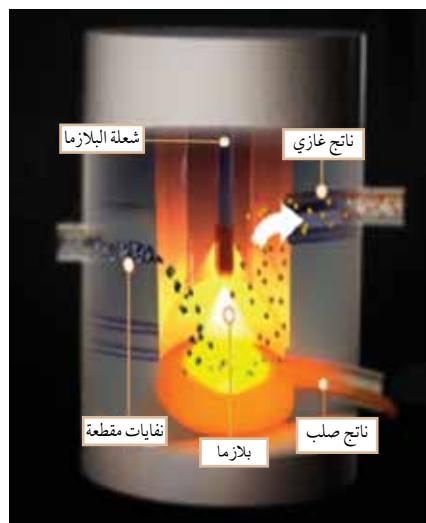
البلازما Plasma أو الغازات المتآينة خليط غازي مكون من الإلكترونات حرّة الحركة والأيونات الموجبة الناتجة بعد انفصال الإلكترونات عن الذرة، وتتكوّن البلازما نتيجة درجات الحرارة التي تزيد على عدة آلاف درجة سيلزية، وتتوارد طبيعياً في الشمس والنجوم وال مجرات والسدُم، كما تتكون بفعل الضوء عند حدوث البرق؛ حيث تتأيّن جزيئات الهواء، وكذلك يمكن تحضيرها صناعياً.

تشبه البلازما في خصائصها الغازات؛ إذ ليس لها حجم أو شكل ثابتان، ولكن قوى التجاذب الكبيرة بين مكوّناتها تكبسها خصائص غير متوقعة، مثل توصيل التيار الكهربائي، وهذا المزيج من الخصائص هو ما جعلها تصنّف حالاً رابعاً للمادة.



مكونات البلازما

وللبلازما العديد من الاستخدامات التكنولوجية الحديثة، منها محول النفايات البلازمي Plasma Waste Converter، الذي يتعامل مع معظم مخلفات المواد بما فيها المواد الخطرة، وتنتج البلازما فيه على درجة حرارة تصل إلى 7000°C ؛ حيث تعمل الطاقة المختزنة في البلازما على كسر الروابط بين جزيئات مواد النفايات فتتفكّر إلى العناصر المكوّنة لها، وتقسم النواتج النهائية في هذا المحول إلى نوعين؛ ناتج غازي غنيّ بغاز الهيدروجين يُسمى Syngas، وناتج صلب يُسمى Slag، ويعتمد نوع الناتج النهائي على نوع النفايات المدخلة، فالنفايات العضوية تخرج على شكل ناتج غازي، أمّا النفايات غير العضوية فتخرج على شكل ناتج صلب Slag، ويختلف شكل الناتج الصّلب باختلاف طريقة تبريده، ويستفاد من غاز الهيدروجين الناتج بوصفه مصدراً للطاقة (وقود للمركبات)، وستستخدم الغازات الساخنة الأخرى لتوليد الطاقة الكهربائية، أمّا الناتج الصّلب فيُستخدم في صناعة الكونكريت (الإسمنت) والأسفلت.



محول النفايات البلازمي.

ولمحول النفايات البلازمي فوائد عديدة مقارنة بالطرق التقليدية لمعالجة النفايات؛ فهو لا يحتاج إلى أراضٍ لطمر النفايات، كما أن كمية Gazes الدفيئة وملوثات الهواء الناتجة منه أقل منها في المكبات الخاصة بحرق النفايات، ورغم هذه الفوائد فإن محطّات معالجة النفايات باستخدام البلازما محدودة العدد؛ نظراً إلى كلفة إنشائها الماديّة الكبيرة.

مراجعة الوحدة

1. أوضح المقصود بكل من:

التصادمات المرنـة.

المادة الصلبة الجزيئية.

الماءـع.

أفسـر ما يأتي:

يتناسب ضغـط الغاز طرديـاً مع درجة حرارته

عند ثبات حجمه.

انتشار غاز NH_3 أسرـع من انتشار غاز CO_2 .

درجة انصهار CH_3COOH أكبرـ من درجة انصهار $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$.

3. أحـسب كتلة غاز O_2 الموجودة في وعاء حجمـه 5 L عند درجة حرارة 20 °C وضغط 1.5 atm

4. أحـسب كثافة غاز SO_2 عند درجة حرارة 35 °C وضغط 0.97 atm.

5. يحتوي وعاء حجمـه 1.64 L على 1.1 g CO_2 وكتلة مجهولة من N_2 . إذا علمـت أن الضغـط الكلي للغازات الثلاثة يساوي 1.5 atm عند درجة حرارة 27 °C، فاحـسب:

6. الضـغط الجـزئـي لـكلـ منـ الغـازـات CO_2 ، O_2 ، N_2 في الوعـاء.

7. أدرـس الجـدول الآـتي، الذـي يـبيـن الضـغـط البـخارـي لـثلاثـة سـوـائل A ، B ، C عند درـجة حرـارة مـعيـنة، ثم أجـب عـن الأـسئـلة الآـتـية:

C	B	A	المادة
50	580	225	الضغط البخارـي mmHg

ما المـادـة الأـسرـع تـبـخـرا؟

• ما المـادـة التي لها أعلى درجة غـلـيان عـاديـة؟

• أـرتـبـ السـوـائلـ الـثـلـاثـة حـسـبـ تـزاـيدـ قـوـيـ التـجـاذـبـ بـيـنـ جـزـيـئـاتـهاـ.

7. إذا كانت طـاقـةـ التـبـخـرـ المـولـيـةـ لـلـسـوـائـلـ الـآـتـيـةـ،ـ كـمـاـ هوـ مـوـضـحـ:

O_2 (6.8 KJ/mol) , Ne (1.8KJ/mol) , CH_3OH (34.5KJ/mol)

فـهلـ تـقـعـقـ هـذـهـ الـقـيـمـ معـ توـقـعـاتـكـ؟ـ فـسـرـ إـجـابـتكـ.

8. أحـدـدـ المـادـةـ الـتـيـ لهاـ أـعـلـىـ درـجـةـ اـنـصـهـارـ بـيـنـ الأـزـوـاجـ الـآـتـيـةـ:

LiF ، Li_2O

SiO_2 ، CO_2

Na ، Al

9. إذا علمـتـ أـنـ كـثـافـةـ الـمـاسـ 3.5 g/mL،ـ وـأـنـ كـثـافـةـ الـغـرافـيـتـ 2.3 g/mL.ـ اـعـتمـادـاـ عـلـىـ التـرـكـيبـ الـبـلـورـيـ لـبـكـمـنـسـتـرـفـولـرـينـ،ـ هلـ تـتوـقـعـ أـنـ تـكـونـ كـثـافـةـ أـكـبـرـ أـمـ أـقـلـ مـنـهـماـ؟ـ بـرـرـ إـجـابـتكـ.

10. أـخـتـارـ الإـجـابـةـ الصـحـيـحةـ لـكـلـ فـقـرـةـ مـنـ الـفـقـرـاتـ الـآـتـيـةـ:

(1). إـحدـىـ الـعـبـارـاتـ الـآـتـيـةـ لاـ تـقـعـقـ مـعـ نـظـرـيـةـ الـحرـكـةـ الـجـزـيـئـيـةـ:

أــ حـرـكـةـ جـزـيـئـاتـ الغـازـ مـسـتـمـرـةـ وـعـشـوـائـيـةـ.

بــ مـتوـسـطـ الطـاقـةـ الـحرـكـيـةـ لـلـغـازـاتـ ثـابـتـ عـنـ درـجـةـ الـحرـارـةـ نـفـسـهـاـ.

جــ تـتصـادـمـ جـزـيـئـاتـ الغـازـ تـصـادـمـاتـ مـرـنـةـ.

دــ تـتـحـركـ جـمـيعـ جـزـيـئـاتـ الغـازـ بـالـسـرـعـةـ نـفـسـهـاـ عـنـ درـجـةـ الـحرـارـةـ نـفـسـهـاـ.

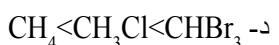
مراجعة الوحدة

6). المادة التي لها أعلى درجة غليان عاديّة، هي:



7). ترتيب السوائل الآتية: CH_4 , CHBr_3 , CH_3Cl

حسب تناقص طاقة تبخرها المولية:



8). أحد العوامل الآتية لا يؤثّر في الضغط البخاري

للسوائل:

أ - حجم السائل

ب - شكل الإناء

ج - درجة الحرارة

د - الإجابتان أ + ب

9). إذا علمت أن عنصر البورون صلب للغاية، درجة

انصهاره 2300°C ، وهو رديء التوصيل للكهرباء

على درجة الحرارة العاديّة، فإنّ نوع المادة الصلبة

البلوريّة التي يكوّنها:

أ - جزيئيّة

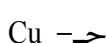
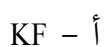
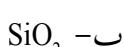
ب - شبكيّة تساهميّة

ج - فلزية

د - أيونيّة

10). المادة الصلبة البلوريّة الموصلة للتيار الكهربائيّ

في حالتي الصّلابة والسيولة، هي:



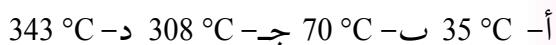
2). إذا علمت أن الكتلة المولية للغازات الآتية

$(\text{H}_2 = 2\text{g/mol}, \text{N}_2 = 28\text{g/mol}, \text{O}_2 = 32\text{g/mol}, \text{Ne} = 20\text{g/mol})$

فإن أقل هذه الغازات انحرافاً عن سلوك الغاز المثالي عند الظروف نفسها، هو:



3). عينة من الغاز المحصور حجمها (V) عند درجة حرارة (35°C)، فإن درجة الحرارة التي يتضاعفُ عندها حجم الغاز (2V) عند ثبات الضغط، هي:



4). عند مضاعفة درجة الحرارة (بالكلفن) لعينة من غاز محصور 3 مرات ومضاعفة حجمه مرتين، فإن ضغطه الجديد يساوي:

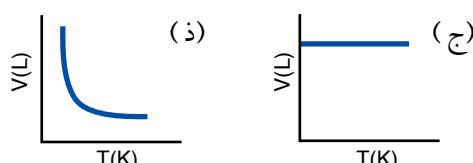
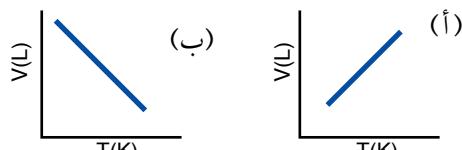
أ - $1/6$ من الضغط الأصلي

ب - $2/3$ من الضغط الأصلي

ج - $3/2$ من الضغط الأصلي

د - 5 أضعاف الضغط الأصلي

5). إحدى الرسوم البيانية الآتية توضح العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته المطلقة عند ثبات ضغطه:



الوحدة

3

المحاليل

Solutions



أتأمل الصورة

تُستخدم المحاليل الكيميائية على نطاق واسع في حياتنا، سواءً في المنزل أو في الصناعات المتنوّعة. فما محلول؟ وما خصائصه؟ وكيف يُحسب تركيزه؟

الفكرة العامة:

تصنّفُ المواد إلى قسمين؛ موادٌ نقيةٌ ومخاليلٌ. والمخاليل إحدى أنواع المخاليل، لها خصائصٌ معينة، ويمكن حسابُ تركيزها بطرقَ عدّة.

الدرس الأول: تصنّيفُ المخاليل

الفكرة الرئيسية: المخاليل مخاليلٌ مُتجانسة، وَتُقسّمُ إلى أنواعٍ مختلفةٍ وفقَ حالة المذيب الفيزيائية وحالة الإشباع والتوصيل الكهربائيٍّ وحجم جسيمات المذاب.

الدرس الثاني: طرائقُ التعبير عن تركيز المخاليل

الفكرة الرئيسية: يمكن التعبيرُ عن تركيز المحلول بالكسر المولّيٍّ والنسبة المئوية والمولارية والمولالية.

الدرس الثالث: خصائصُ المخاليل وأهميتها

الفكرة الرئيسية: للمخاليل خصائصٌ عدّة، كالضغط البخاريٌّ ودرجة الغليان ودرجة التجمّد والضغط الأسموزيٌّ.

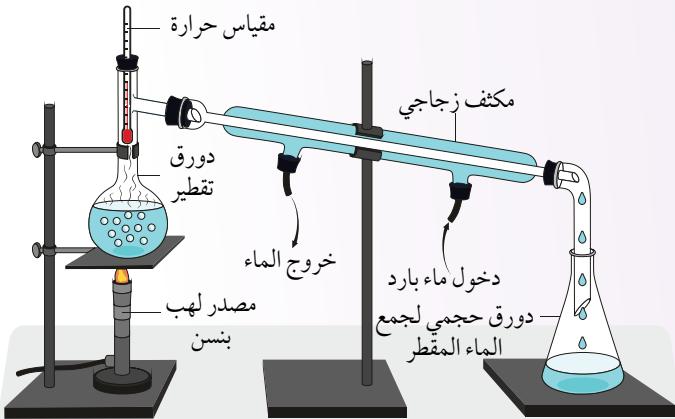


تجربة استهلاكه

خصائص محليل



جهاز التقطير



المواد والأدوات: دورق مخروطي سعة 200 ml، دورق تقطير سعة 200 ml، مقاييس حرارة، لهب بنسن، حامل معدني، شبكة تسخين، ماء مقطّر، أنابيب مطاطية، مكثف زجاجي، سكر المائدة، حبيبات الغليان، مخبر مدرج، ميزان حساس.

إرشادات السلامة: احذّر عند التعامل مع الأدوات الزجاجية ومع لهب بنسن، وارتدي القفازات والنظارات الواقية ومعطف المختبر.

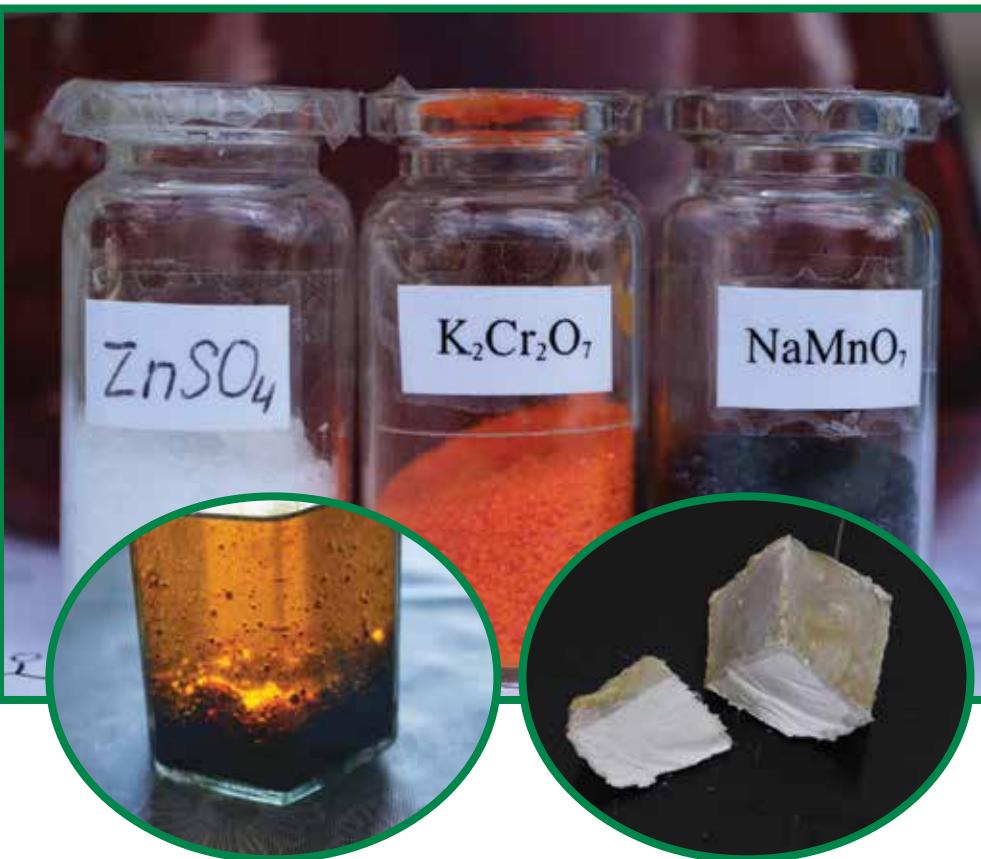
خطوات العمل:

التحليل والاستنتاج:

- 1- ما درجة الحرارة التي يغلي عندها كل محلول من محلولين؟
أقيس: أزن 10 g من السكر بالميزان، وأذيبها في 100 g من الماء المقطّر، ثم أضعها في دورق التقطير.
- 2- **أطبق**: أضيف 3-4 من حبيبات الغليان إلى محلول، ثم أركب جهاز التقطير، كما هو موضح في الشكل.
- 3- **أنظم**: أسخّن محلول، ثم أسجل قراءة مقاييس الحرارة كل 5 دقائق، وأستمر إلى ما بعد الغليان بقراءتين.
- 4- **أفسر**: اختلاف درجة غليان محلول عن درجة غليان الماء النقى.

المحاليل Mixtures

توجد المواد من حولنا على شكل مخالفات، فالماء الذي نشربه والعصائر الصناعية والعقاقير الطبية وغيرها ما هي إلا أمثلة على المخالفات. فما المخلوط؟ وما أنواع المخالفات؟ وكيف تصنف؟ تصنف المواد تبعاً لتركيبها إلى مواد نقية ومخالفات، فالمواد النقية تتكون من نوع واحد من الجسيمات، ويكون لها تركيب ثابت ومنتظم، مثل العناصر والمركبات. إلا أنه يصعب بقاء المواد في الطبيعة بصورة نقية؛ فهي تختلط مع المواد المحيطة بها، وينشأ نتيجة لذلك ما يعرف بالمخالط **Mixtures**، التي تتكون من مزيج من مادتين نقietin أو أكثر، تبقى كل منها محتفظة بخصائصها الكيميائية، ويبيّن الشكل (1) عدداً من المواد النقية والمخالفات.



الشكل (1): مواد نقية ومخالفات.

القدرة الرئيسية:

المحاليل مخالفات متاجنة، وتقسم إلى أنواع مختلفة وفق حالة المذيب الفيزيائية وحالة الإشباع والتوصيل الكهربائي وحجم جسيمات المذاب.

تتاجن التعلم:

- أصنف المواد إلى نقية ومخالط متاجنة وغير متاجنة.
- أصنف المحاليل وفق خصائص محددة.
- أستنتج أثر درجة الحرارة والضغط في ذائبية المواد الصلبة والسائلة والغازية في الماء.

المفاهيم والمصطلحات:

Mixtures المخالفات
مخالط متاجنة

Homogeneous Mixtures

مخالط غير متاجنة

Heterogeneous Mixtures

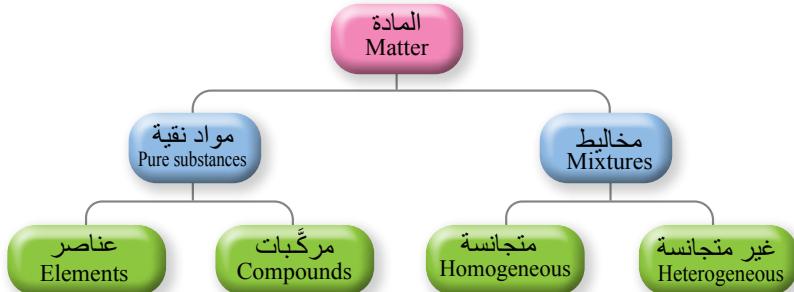
المخلوط المعلق Suspension Mixture

المخلوط الغروي Colloid Mixture

Solution محلول

Solubility الذائية

الشكل (2): تصنیف المادة.



يختلف تركيب المخلوط تبعًا لاختلاف نسب المواد المكونة له، وكيفية توزيع مكوناته، فبعضها يمكن تمييز مكوناتها، مثل مخلوط الماء والتراب أو مخلوط الخل والزيت، وبعضها الآخر يصعب تمييز مكوناته، مثل محلول ملح الطعام أو كبريتات النحاس. وبهذا نجد أنّ المواد في الطبيعة تُقسّم إلى مواد نقية ومخاليل. انظر الشكل (2).

أنواع المخاليل Mixtures

عرفت في ما سبق أنّ المخلوط يتكون من مزيج من مادتين أو أكثر من المواد النقية، تحتفظ كل منها بخصائصها الكيميائية. وتُقسّم المخاليل إلى قسمين؛ المخاليل المتّجانية Homogeneous Mixtures، والمخاليل غير المتّجانية Heterogenous Mixtures.

المخاليل غير المتّجانية Heterogenous Mixtures

تتّكون المخاليل غير المتّجانية من مادتين أو أكثر من المواد النقية لا تمتزج مكوناتها امتزاجاً تاماً؛ إذ تحتفظ كل منها بخصائصها الكيميائية وتبقى في المخلوط متّجانية عن غيرها من المكونات، ويمكن تعرّفُ نوعين أساسين من المخاليل، هما: المخلوط المعلق، والمخلوط الغروي.

المخلوط المعلق Suspension Mixture لا تمتزج مكوناته مع بعضها بعضاً وتتوّزع على نحو غير منتظم في أجزائه، ويمكن فصل مكوناته بعملية الترشيح؛ وذلك بسبب كبر حجم جسيماته، التي يزيد قطرها على (1000 nm)، كما يمكن أن تترسّب في أسفله بفعل الجاذبية إذا تركت من غير تحريك لفترة من الزمن، ومثال ذلك مخلوط التراب والماء، انظر الشكل (3). كما يمكن أن تنفصل مكونات المخلوط المعلق إلى طبقتين وأضحتين أو أكثر يمكن رؤيتها بالعين المجردة إذا تركت لفترة من غير تحريك.



الشكل (3): مخاليل غير متّجانية.

المخاليط التركيبية Formulations of Mixtures

للمخاليط التركيبية الصناعية أهمية كبيرة في حياتنا اليومية، ولكل مادة مستخدمة في المخلوط غاية خاصة من استخدامها، ومثال ذلك الصناعات الدوائية؛ حيث تظهر على ورقة المعلومات المرفقة في عبوة الدواء المكونات المستخدمة في تركيب الدواء ودور كل مادة وأهميتها.

المخلوط الغروي Colloid Mixture يتكون من جسيمات تتشرّب خلال مادة أخرى تسمى وسط الانتشار، يتراوح قطرها بين (1 nm - 1000 nm)؛ لذلك لا يمكن فصلها بالترشيح، ولا تترسب كما في المخلوط المعلق، ومثال ذلك الضباب؛ حيث يتكون من قطرات ماء صغيرة جدًا منتشرة في الهواء. ويمكن تصنيف المخلوط الغروي، تبعًا لحالة الجسيمات المتشربة ووسط الانتشار، إلى صلب، وسائل، وغاز، كما هو موضح في الجدول (1)، الذي يبيّن أمثلة على هذا التصنيف.

تمتاز جسيمات المخلوط الغروي بالحركة البراونية؛ حيث تتحرّك في السائل حركةً عشوائية في جميع الاتجاهات، وتتصادم مع جسيماته مما يمنع ترسّبها. وتشير المخاليط الغروية المركزة عكراً ومتعدمة، أمّا المخففة منها فتظهر صافية وشفافةً وتتشتت الضوء عند مرور حزمة ضوئية خلالها، في ما يُعرف بظاهرة تندال، انظر الشكل (4)؛ حيث يلاحظ بوضوح تشتت حزمة الضوء عند مرورها في المخلوط الغروي، في حين لا يلاحظ ذلك الأثر عند مرور حزمة من الضوء عبر محلولٍ من كلوريد الصوديوم (مخلوط متجانس).

الجدول (1): أمثلة على تصنيف المخاليط الغروية.

مثال	حالة وسط الانتشار	حالة الجسيمات المتشربة	التصنيف
الضباب، الغيوم	غاز	سائل	الهباء الجوي السائل
الرماد	غاز	صلب	الهباء الجوي الصلب
حجر الخفاف	صلب	غاز	رغوة صلبة
الحليب	سائل	سائل	مستحلب



الشكل (4): ظاهرة تندال في المخلوط الغروي.

الربط بالحياة

ظاهرة تندال في الطبيعة يُعد الضباب مخلوطًا غرويًا، تتشتت الأشعة الضوئية عند مرور الضوء خلال جسيماته، ويمكن ملاحظة هذه الظاهرة بوضوح في بعض الغابات، كما يظهر في الشكل.



المُخالِيْطُ الْمُتَجَانِسَةُ (Solution) :Homogeneous Mixture

يسمى المخلوط المتجانس محلول Solution، ويكون من مادتين أو أكثر لا يحدث بينهما تفاعل كيميائي، وتنشر جسيمات المذاب Solute على نحو منتظم ومتناهٍ في جميع أنحاء المذيب Solvent؛ لذلك يكون محلول متجانساً في التركيب والخواص. ويتراوح قطر جسيمات المذاب في محلول (0.1-1 nm)؛ لذلك لا ترى بالعين المجردة أو المجهر، ولا يمكن فصل مكونات محلول الترشيح؛ وذلك لصغر حجم جسيماته. ومن أمثلة المحاليل محلول الناتج من إذابة السكر في الماء، وكذلك الكثير من المحاليل التي تُستخدم في المختبرات الكيميائية.

تصنيف المحاليل:

تختلف المحاليل في خصائصها وأنواعها، وتصنف وفق حالة الإشباع إلى محاليل غير مشبعة ومحاليل مشبعة ومحاليل فوق الإشباع؛ وذلك تبعاً لنسبة المذاب في المذيب؛ فإذا كان محلول يستوعب زيادةً من المذاب عند درجة الحرارة نفسها فيسمى محلول غير المشبع من المذاب، وإذا كان لا يستوعب زيادةً من المذاب عند درجة الحرارة نفسها فيسمى محلول المشبع Saturated Solution، في حين إذا كان يحتوي على زيادة من المذاب أكثر مما يمكن إذابته عند درجة حرارة معينة في ظروف معينة فيسمى محلول فوق الإشباع Super Saturated Solution.

تصنف المحاليل أيضاً وفق قابليتها للتوصيل الكهربائي إلى نوعين، هما، المحاليل الكهربائية Electrolyte Solutions، وهي التي توصل التيار الكهربائي، سواء كان التوصيل بدرجة قوية أو بدرجة ضعيفة، والمحاليل اللاكهربائية Non-Electrolyte Solutions، وهي التي لا توصل التيار الكهربائي.

يمكن كذلك تصنيف المحاليل تبعاً لحالة المذيب الفيزيائية إلى محاليل صلبة أو سائلة أو غازية؛ فسيكمة الفولاذ -مثلاً- محلول صلب يتكون من الحديد والكربون وبعض العناصر الأخرى، يكون فيه الحديد هو المذيب؛ فهو يشكل النسبة الأكبر بين المكونات، وكذلك



مثال	المذيب	المذاب	حالة المحلول
النحاس في الذهب	صلب	صلب	صلب
الرئق في الفضة	صلب	سائل	
الهيدروجين في البلاتين	صلب	غاز	
الملح في الماء	سائل	صلب	سائل
الخل في الماء	سائل	سائل	
ثاني أكسيد الكربون في الماء	سائل	غاز	
جسيمات الغبار في الهواء	غاز	صلب	غاز
بخار الماء في الهواء	غاز	سائل	
الأكسجين في النيتروجين	غاز	غاز	

الهواء محلولٌ غازيٌ يكونُ المذيب فيه غازَ النيتروجين؛ فهو الوسطُ الذي تنتشرُ فيه مكوّناتُ الهواء المختلفة. ويوضحُ الجدول (2) تصنیفَ المحاليل تبعاً لحالة المذيب ويدركُ أمثلةً عليها.

وتعُدُّ المحاليل السائلة التي يكون فيها المذيب ماءً من أكثر أنواع المحاليل استخداماً في التفاعلات والمخبرات الكيميائية، وتسمى المحاليل المائية.

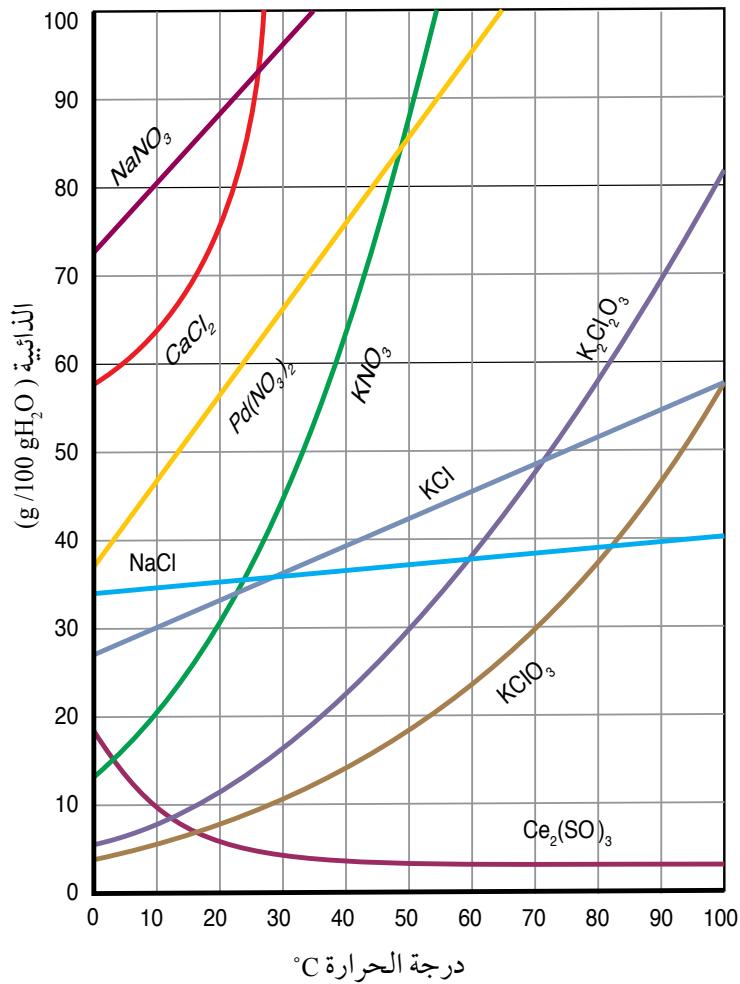
المحاليل السائلة:

محلولٌ صلِّبٌ في سائلٍ:

يُذيبُ الماء كثيراً منَ المواد الصلبة، التي يعتمدُ ذوبانها على عاملين أساسيين، هما: طبيعة المادة، ودرجة الحرارة. وتعتمد طبيعة المادة على نوع قوى الترابط بين جسيماتها؛ مما يؤثّر في ذائبتها في الماء. وتعرفُ الذائبية **Solubility** بأنها أكبر كتلة من المذاب التي يمكن أن تذوب في 100 g من المذيب (الماء) في درجة حرارة معينة، أو كمية ذائبية المواد الصلبة الأيونية (الأملاح) في الماء باختلاف درجة حرارة

الشكل (5): منحنيات الذائبية لعدد من الأملاح في الماء عند درجات حرارة مختلفة.

سؤال: ما أكبر كمية من KCl يمكن أن تذوب في 250 g ماء عند درجة حرارة 80°C؟



المحلول. ويوضح الشكل (5) منحنيات الذائبية لعدد من الأملاح في 100 g من الماء عند درجات حرارة مختلفة.

تلاحظ من الشكل -بوجه عام- أن ذائبية الأملاح في الماء تزداد بزيادة درجة حرارة المحلول، وتتفاوت هذه الزيادة من ملح لآخر، كما هو مبين في الشكل، فمنها ما تلاحظ زيادة ذائبيته على نحو كبير، مثل KNO_3 ، ومنها ما تزداد ذائبيته على نحو طفيف، مثل كلوريد الصوديوم في حين يلاحظ أن ذائبية الملح $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ تقل بزيادة درجة الحرارة.

سؤال: ما مقدار ذائبية ملح KCl في الماء عند درجة 50°C؟

أبحث: أرجع إلى الموقع الإلكتروني عبر شبكة الإنترنت، ثم أصمم تجربة لقياس تركيز أيون الكلوريد Cl^- في عينة من مياه الشرب، وأقارن النتيجة بالمواصفات الأردنية لمياه الشرب.

محلول سائل في سائل :

تذوب بعض السوائل في الماء، في حين لا تذوب فيه سوائل أخرى؛ فمثلاً يذوب فيه الإيثanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ لأن جزيئاته تمتلك خصائص قطبية فتعمل روابط قوية مع جزيئات الماء القطبية؛ مما يؤدي إلى امتراجهما وتكونيهما محلولاً متجانساً. وفي المقابل لا يذوب البنزين C_6H_6 في الماء لأن جزيئاته لا تمتلك خصائص قطبية فلا يحدث تجاذب بينها وبين جزيئات الماء؛ لذا يكونا طبقتين منفصلتين، ولا يمتزجان.

محلول غاز في سائل :

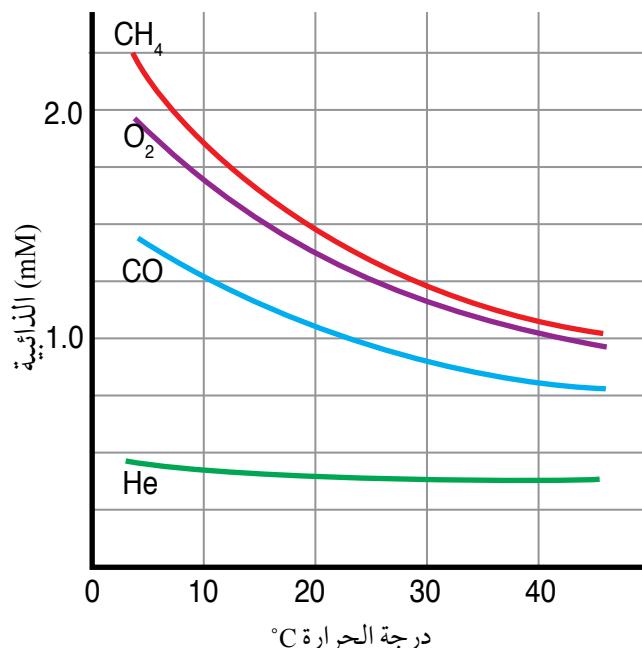
تتفاوت الغازات في ذائبيتها في الماء، ويعتمد ذلك على طبيعة الغاز المذاب ودرجة الحرارة وضغط الغاز. ويوضح الجدول (3) الكتلة المولية لبعض الغازات وذائبيتها في الماء.

بوجه عام، ذائبية العديد من الغازات منخفضة في الماء وتزداد بزيادة الكتلة المولية للغاز؛ ويعود ذلك إلى زيادة قوى التجاذب بين جسيمات الغاز وجزيئات الماء. ويوضح الشكل (6) أثر درجة الحرارة في ذائبية بعض الغازات؛ حيث يلاحظ أن ذائبية الغازات في الماء تقل بزيادة درجة الحرارة؛ إذ تزداد الطاقة الحركية لجسيمات الغاز وتتغلب على قوى التجاذب بينها وبين جزيئات الماء؛ مما يؤدي إلى انفلاتها ومجادرتها محلولاً.

الجدول (3): الكتلة المولية لبعض الغازات وذائبيتها في الماء.

الذائية g Gas \ 100 g H_2O	الكتلة المولية $Mr (\text{g/mol})$	الغاز
0.018	28	N_2
0.040	32	O_2
0.140	44	CO_2

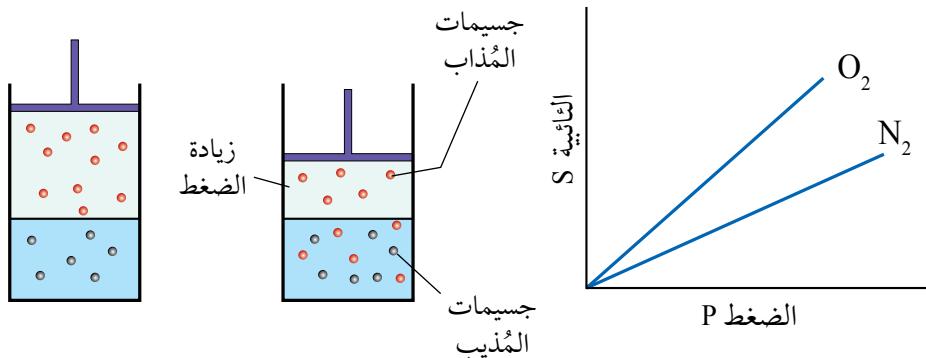
أفڪر: لماذا يختلف طعم ماء الشرب عند تسخينه؟



الشكل (6): أثر درجة الحرارة في ذائبية بعض الغازات.

سؤال: أُرّبِّ الغازات في الشكل وفق ذائبيتها في الماء عند درجة حرارة 20°C .

الشكل (7): العلاقة بين
ذائبية الغاز وضغطه.



كما تزداد ذائبية الغازات في الماء بزيادة الضغط الجزيئي للغاز؛ فبزيادة الضغط الخارجي فوق محلول تزداد ذائبية الغاز في المذيب. وقد تمكّن العالم هنري من إيجاد علاقة بين ذائبية الغاز وضغطه المؤثّر في سطح السائل في ما يُعرف بقانون هنري، الذي ينصُّ على أنَّ «ذائبية الغاز في سائل ما تتناسب طرديًا مع الضغط المؤثّر في سطح السائل عند ثبات درجة الحرارة». انظر الشكل (7)، الذي يوضح العلاقة بين ذائبية الغاز وضغطه. وتعتمد قيمة ثابت هنري على نوع الغاز ودرجة الحرارة؛ فمثلاً، تحتوي عبوة المشروب الغازي على كمية من غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 المذاب في الماء تحت ضغط أعلى من الضغط الجوي، وعندما تكون معلقة فإنَّ ضغط جسيمات الغاز فوق محلول يعمل على إبقاء الغاز ذائبًا فيه، وفي المقابل عند فتحها يقلُّ ضغط الغاز المذاب ويُلاحظ تصاعد فقاعاته. ويعبر عن قانون هنري كما يأتي:

$$\text{ذائبية الغاز} = \text{ثابت هنري} \times \text{ضغط الغاز}$$

$$S = K_H \times P$$

(S) ذائبية الغاز، وتقاسُّ بوحدة g/L

(P) ضغط الغاز، وتقاسُّ بوحدة atm

K_H ثابت هنري

ويمكن التعبير عن القانون عند درجة حرارة ثابتة بالصيغة:

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

(S₁) ذائبية الغاز عند ضغط (P₁)

(S₂) ذائبية الغاز عند ضغط (P₂)

ذائبة الفيتامينات في الماء

يحتاج جسم الكائن الحي إلى الفيتامينات للمحافظة على صحته وحمايته من الأمراض، وتُصنف الفيتامينات بحسب قابليتها للذوبان في الماء أو الدهن؛ فالذائبة في الماء، مثل فيتامينات (B, C)، لا يستطيع الجسم تخزينها والاحتفاظ بها لوقت طويلاً؛ لذلك من الضروري تناول الوجبات اليومية المحتوية عليها، في حين أنّ الفيتامينات الذائبة في الدهون، مثل (E, K, D), تتصبّح الأمعاء بمساعدة الدهون، وهي تخزن في الجسم فترة طويلة؛ ولذلك يفضل تناول فيتامين D - مثلاً - خلأ وجبة تحتوي على الدهنيات.

المثال ١

إذا كانت ذائبة غاز ما في الماء عند درجة حرارة 25°C وضغط 1.5 atm هي 0.65 g/L ، فما ذائبيته عند ضغط 0.5 atm ؟

تحليل السؤال (المعطيات)

$$\text{ذائبية الغاز}_1 = S_1 = 0.65 \text{ g/L}$$

$$\text{ضغط الغاز}_1 = P_1 = 1.5 \text{ atm}$$

$$\text{ضغط الغاز}_2 = P_2 = 0.5 \text{ atm}$$

المطلوب: حساب ذائبية الغاز S_2

الحل: بالتعويض في القانون

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

$$\frac{0.65}{1.5} = \frac{S_2}{0.5}$$

$$S_2 = 0.217 \text{ g/L}$$

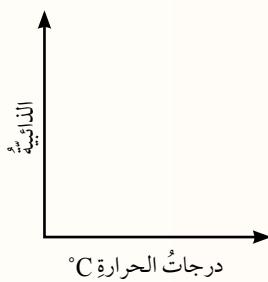
أتحقق: إذا كانت ذائبة غاز ما 0.15 g/L عند ضغط 1.02 atm ،
فما ذائبيته عند ضغط 2.10 atm ? علماً أنّ درجة الحرارة ثابتة.

مراجعةُ الدرس

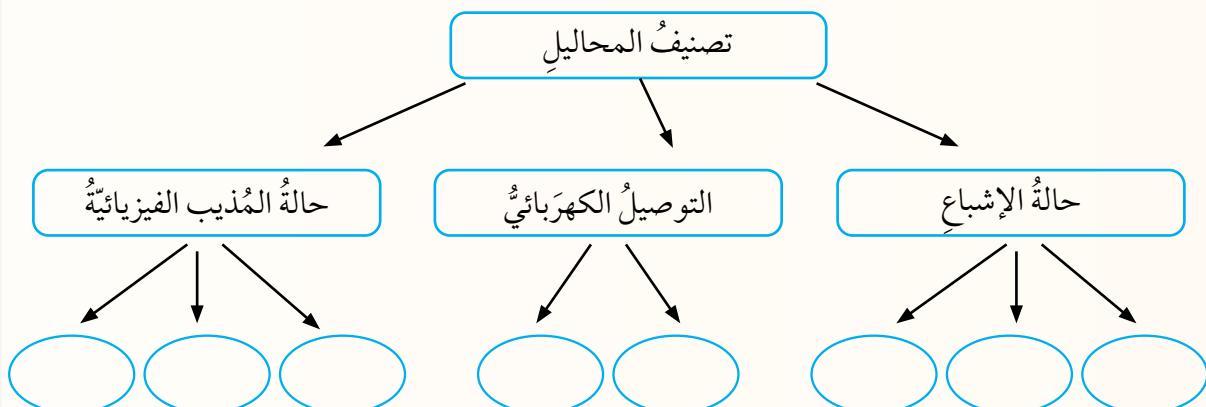


- 1 - الفكرهُ الرئيسيه: أوضح المقصود بكل من الآتي:
المخلوط المتجانس، المخلوط غير المتجانس، الذائيه.
- 2 - أقارن بين جسمات المخلوط المعلق والمخلوط الغروي والمحلول، من حيث حجمها، وفصلها بالترشيح، وتشتيتها للضوء.
- 3 - أصنف المحاليل الآتية بعًا لحالة المذيب الفزيائية إلى محاليل صلبة، وسائلة، وغازية:
العمله الفيزيريه، ثاني أكسيد الكربون في الهواء، كبريتات النحاس في الماء، محلول الإيثanol.
- 4 - أفسر أي الغازين؛ O_2 أو NH_3 أعلى ذائيه في الماء عند الظروف نفسها.
- 5 - يبيّن الجدول الآتي ثلاثة غازات وكتلتها المولية عند الظروف نفسها من الضغط ودرجة الحرارة.

C	B	A	الغاز
			الكتلة المولية g/mol
4	71	40	



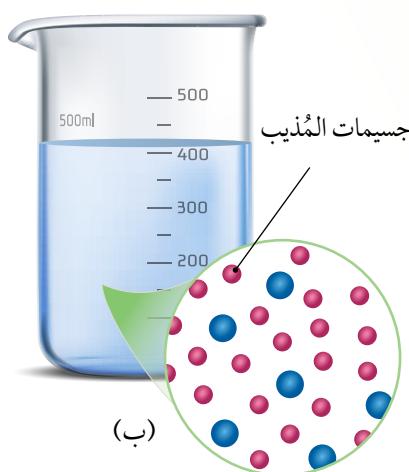
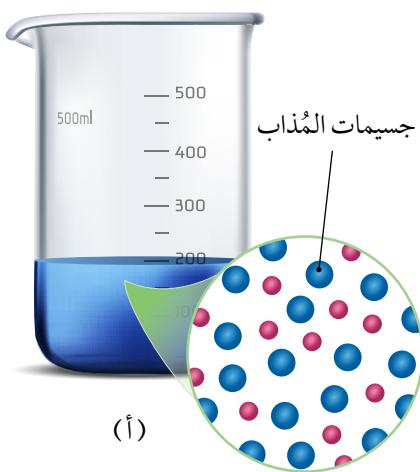
- أ . أحدد الغاز الذي له أعلى ذائيه في الماء.
- ب . ارسم ثلاثة منحنيات تمثل ذائيه الغازات الثلاثة عند درجات حرارة مختلفة.
- 6 - أكمل المخطط المفاهيمي الآتي:



تحتاجُ الكثيُرُ منَ الصناعاتِ الكيميائِيَّةِ، مثل إنتاجِ الموادِ الكيميائِيَّةِ والعقاقيرِ الطبِّيَّةِ والمنظفاتِ وغيرها، إلى التعاملِ معَ تراكيزَ معيَّنةً منَ المحاليلِ. فما التراكيزُ؟ وما طرائقُ التعبيرِ عنه؟
التعبيرُ عنِ التراكيزِ

يُعدُّ تراكيزُ المحلولِ مقياسًا للتعبيرِ عنِ كميةِ المادةِ المُذابةِ في كميةٍ محددةٍ منَ المُذيبِ أو المحلولِ. ويمكنُ التعبيرُ عنِ التراكيزِ وصفيًّا بكلمةٍ مُخفيٍ أو مُركَّز؛ فالمحاليلُ المركَّزةُ تحتوي على كميةٍ كبيرةٍ منَ المادةِ المُذابةِ، في حين تحتوي المحاليلُ المخففةُ على كميةٍ قليلةٍ منَ المُذابِ في الحجمِ نفسهِ منَ المُذيبِ؛ فمثلاً، محلولٌ يحتوي على g 200 منَ السُّكَّرِ في حجم 1L منَ الماءِ، وآخرٌ يحتوي على g 20 منَ السُّكَّرِ في الحجمِ نفسهِ، فإنَّ طعمَ المحلولِ الأولُ أكثرُ حلاوةً منَ طعمِ المحلولِ الثاني، ويُوصَفُ المحلولُ بأنهُ مُركَّزٌ **Concentrated**، في حين يُوصَفُ المحلولُ الثاني بأنهُ مُخففٌ **Diluted**. وكذلك يمكنُ ملاحظةً اختلافَ شدَّةِ اللونِ الأزرقِ لمحلولِ كبريتاتِ النحاسِ المُخففِ والمحلولِ المركَّزِ. ويوضحُ الشكلُ (8) محلولًا مركَّزًا وآخرًا مُخففًا منِ كبريتاتِ النحاسِ (II).

يمكنُ أيضًا التعبيرُ عنِ التراكيزِ كمِيَّاً بِوَصْفِهِ نسبَةً بينَ كميةِ المُذابِ إلى كميةِ المُذيبِ أو المحلولِ، وذلك باستخدامِ الطرائقِ الكميَّةِ؛ الكسرِ المولَّيِّ، أو النسبةِ المئويَّةِ الكتليَّةِ أو الحجميَّةِ أو المولارِيَّةِ أو المولالِيَّةِ.



الفكرةُ الرئيسيَّةُ:

يمكُنُ التعبيرُ عنِ تراكيزِ المحلولِ بالكسرِ المولَّيِّ، والنسبةِ المئويَّةِ والمولارِيَّةِ والمولالِيَّةِ.

نتائجُ التعلُّمِ:

- أحسُّبُ تراكيزَ المحلولِ بوحداتِ الكسرِ المولَّيِّ، والمولارِيَّةِ، والمولالِيَّةِ، والنسبةِ المئويَّةِ.

- أحَضَرُ مخبرِيًّا محاليلَ قياسيَّةً مختلفةً بتراكيزٍ مختلفةٍ.

المفاهيمُ والمصطلحاتُ:

Mole Fraction الكسرُ المولَّيِّ
النسبةُ المئويَّةُ بالكتلةِ

Mass Percent

النسبةُ المئويَّةُ بالحجمِ

Volume Percent

المولارِيَّةِ

Molality

المولالِيَّةِ

المحاليلُ القياسيةُ

Standard Solutions

Dilute Solution المحلولُ المُخففُ

molar solution المحلولُ المركَّزُ

Concentrated Solution

الشكلُ (8):

- (أ) محلولٌ مركَّزٌ منِ كبريتاتِ النحاسِ (II).
- (ب) محلولٌ مُخففٌ منِ كبريتاتِ النحاسِ (II).

الكسر المولىٰ Mole Fraction

الكسر المولىٰ (Mole Fraction) (X) هو النسبة بين عدد مولات المادة المذابة أو المذيب في محلول إلى عدد المولات الكلية للمذاب والمذيب. ويعبر عنه رياضيًّا كما يأتي:

$$X_a = \frac{n_a}{n_a + n_b}$$

$$X_b = \frac{n_b}{n_a + n_b}$$

X_a الكسر المولىٰ للمذيب

n_a عدد مولات المذيب

X_b الكسر المولىٰ للمذاب

n_b عدد مولات المذاب

المثال 2

إذا علمت أنّ غلايكول الإيثيلين (EG) $C_2H_6O_2$ يستخدم على نطاق واسع في خفض درجة تجمد الماء داخل مشع السيارة، وكان عدد مولات الماء 4 وعدد مولات غلايكول الإيثيلين 1.25 mol، فاحسب الكسر المولىٰ لكل من الماء وغلايكول الإيثيلين.

تحليل السؤال (المعطيات)

عدد مولات الماء = 4 mol

عدد مولات EG = 1.25 mol

المطلوب: حساب الكسر المولىٰ لكل من H_2O و EG .

الحل:

$$X_{H_2O} = \frac{4}{4+1.25} = 0.762$$

$$X_{EG} = \frac{1.25}{1.25+4} = 0.238$$

يمكن التعبير عن الكسر المولىٰ بنسبة مئوية؛ فالكسر المولىٰ للماء 0.762 يعني أنّ محلول يحتوي على 76.2% من الماء، والكسر المولىٰ لغلايكول الإيثيلين 0.238 يعني أنّ نسبته المئوية 23.8% .

أحسب الكسر المولي لـ الإيثanol C_2H_6O في محلول تكون من خلط 300 g منه مع 27.777 mol من الماء. علماً أن الكتلة المولية ($Mr = 46\text{ g/mol}$) لـ الإيثanol



تحليل السؤال (المعطيات):

$$\text{كتلة الإيثanol } m = 300\text{ g}$$

$$\text{عدد مولات الماء } n = 27.777\text{ mol}$$

$$\text{الكتلة المولية (} Mr \text{) لـ الإيثanol} = 46\text{ g/mol}$$

المطلوب: حساب الكسر المولي لـ الإيثanol.

الحل:

يجب تحويل كتلة الإيثanol (300 g) إلى مولات n باستخدام القانون:

$$n = \frac{m}{Mr}$$

وبالتعويض:

$$n(C_2H_6O) = \frac{300\text{ g} \times 1\text{ mol}}{46\text{ g}} = 6.522\text{ mol}$$

وعليه، فإن الكسر المولي لـ الإيثanol:

$$X = \frac{6.522}{6.522 + 27.777}$$

$$X = \frac{6.522}{34.299} = 0.19$$

أتحقق: أحسب الكسر المولي لكل من الماء وحمض الهيدروكلوريك في محلول منهما، علماً أن عدد مولات الماء 2 mol وعدد مولات حمض الهيدروكلوريك 2.5 mol

AWA2EL
LEARN 2 BE
الشكل (9): النسبة المئوية لمكونات أحد العصائر.



النسبة المئوية بالكتلة Mass Percent

تعرف **النسبة المئوية بالكتلة Mass Percent (m %)** بأنها النسبة المئوية بين كتلة المُذاب إلى كتلة محلول؛ حيث تساوي كتلة محلول مجموع كتلتي المُذاب Solvent والمُذيب Solute؛ لذا تستعمل النسبة المئوية بالكتلة في التعبير عن تركيز المحاليل التي يكون فيها المُذاب صلباً والمُذيب سائلاً. غالباً يُنظر إلى النسبة المئوية بالكتلة بوصفها عدد غرامات المُذاب في g 100 من محلول؛ فمثلاً، لتحضير محلول من ملح الطعام تركيزه 8% بالكتلة يلزم إذابة g 8 من ملح الطعام في كمية قليلة من الماء المقطر ثم إضافة الماء إلى محلول حتى تصبح كتلته g 100 وبذلك تكون كتلة المُذيب الفعلية g 92 من الماء. ويوضح الشكل (9) النسب المئوية بالكتلة المكتوبة على عبوة زجاجية لمكونات محلول أحد العصائر.

ويمكن التعبير عن النسبة المئوية بالكتلة بصيغة رياضية كما يأتي:

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة (m \%)} = \frac{\text{كتلة المُذاب}}{\text{كتلة محلول}} \times 100 \%$$

$$m \% = \frac{m \text{ of solute}}{m \text{ of solution}} \times 100 \%$$

المثال 4

أحسب النسبة المئوية بالكتلة للمحلول الناتج من إذابة g 40 من كلوريد الصوديوم في g 160 من الماء المقطر.

تحليل السؤال (المعطيات):

$$\text{كتلة المذاب} = 40 \text{ g}$$

$$\text{كتلة المذيب} = 160 \text{ g}$$

المطلوب: حساب النسبة المئوية بالكتلة للمحلول ($m\%$)

الحل:

$$m \text{ of solution} = 40 + 160 = 200 \text{ g}$$

حساب كتلة محلول

$$m \% = \frac{40 \text{ g}}{200 \text{ g}} \times 100 \% = 20 \%$$

حساب النسبة المئوية بالكتلة

المثال 5

أحسب كتلة NaOH اللازمة لتحضير محلول كتلته g 60 بتركيز % 3 بالكتلة.

تحليل السؤال (المعطيات):

$$\text{كتلة محلول} = 60 \text{ g}$$

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة} = 3 \%$$

المطلوب: حساب كتلة المذاب NaOH

الحل:

بالتغيير في القانون

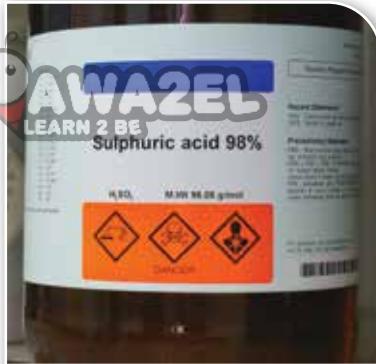
$$3 \% = \frac{m \text{ NaOH}}{60 \text{ g}} \times 100 \%$$

$$m \text{ NaOH} = 1.8 \text{ g}$$

أتحقق: أحسب النسبة المئوية بالكتلة للمحلول الناتج من إذابة g 70 من نترات البوتاسيوم في g 230 من الماء المقطر.

النسبة المئوية بالحجم Volume Percent

تعرف النسبة المئوية بالحجم **Volume Percent (V %)** بأنّها النسبة المئوية بين حجم المذاب إلى حجم المحلول، ويقاس حجم المحلول بمجموع حجمي المذاب والمذيب.



الشكل (10): النسبة المئوية بالحجم لمحلول حمض الكبريتيك.

تستخدم النسبة المئوية بالحجم للتعبير عن تراكيز المحاليل التي يكون فيها المذاب والمذيب في الحالة السائلة، ويمكن النظر إلى النسبة المئوية بالحجم بوصفها حجم المذاب (mL) في 100 mL من المحلول، ويوضح الشكل (10) النسبة المئوية بالحجم المكتوبة على عبوة زجاجية لمحلول حمض الكبريتيك؛ حيث تشير النسبة 98 % إلى تركيز محلول الحمض؛ أي أنَّ كل 100 mL من المحلول يحتوي على 98 mL من الحمض و 2 mL من الماء. ويمكن التعبير عن النسبة المئوية بالحجم بصيغة رياضية على النحو الآتي:

$$\text{النسبة المئوية بالحجم (V \%)} = \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} \times 100\%$$

$$V \% = \frac{V \text{ of solute}}{V \text{ of solution}} \times 100\%$$

المثال 6

أحسب النسبة المئوية بالحجم (V %) لمحلول من الإيثanol حُضِّر بإذابة 65 mL في كمية من الماء المُقَطَّر حتى أصبح حجمه 300 mL

تحليل السؤال (المعطيات)

$$\text{حجم الإيثanol المذاب} = 65 \text{ mL}$$

$$\text{حجم المحلول} = 300 \text{ mL}$$

المطلوب: حساب النسبة المئوية بالحجم لمحلول الإيثanol.

$$V \% = \frac{65}{300} \times 100 \% = 22 \%$$

الحل:

تحقق: أحسب النسبة المئوية بالحجم لمحلول من الأسيتون حُضِّر بإذابة 28 mL في كمية من الماء المُقَطَّر حتى أصبح حجم المحلول 150 mL ✓

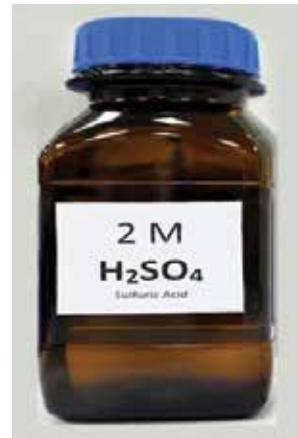
المولارية Molarity

تُعد المولارية من أكثر الوحدات شيوعاً لقياس التركيز، وتسمى أيضاً التركيز المولاري أو المولارية (Molarity)، وهي عدد مولات المادة المذابة في لتر واحد من محلول. فمثلاً، محلول حجمه 1L يحتوي على 1 mol من المذاب يكون تركيزه 1 mol/L، أو يكتب على النحو (1 M). انظر الشكل (11)، الذي يبيّن التركيز المولاري لمحلول حمض الكبريتيك H_2SO_4 . ويمكن التعبير عن المولارية بصيغة رياضية على النحو الآتي:

$$\text{المولارية (التركيز المولاري)} = \frac{\text{عدد مولات المذاب (mol)}}{\text{حجم محلول (L)}}$$

$$M = \frac{n \text{ of solute}}{V \text{ of solution}}$$

$$M = \frac{n}{V}$$



الشكل (11): التركيز المولاري لمحلول H_2SO_4

المثال 7

مولارية محلول حجم 0.5 L يحتوي على 0.1 mol من المذاب.

تحليل السؤال (المعطيات)

$$\text{حجم محلول} = 0.5 \text{ L}$$

$$\text{عدد مولات المذاب} = 0.1 \text{ mol}$$

المطلوب: حساب مولارية محلول (التركيز المولاري).

الحل:

بالتعويض في القانون

$$M = \frac{n}{V}$$

$$M = \frac{0.1 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = 0.2 \text{ mol/L}$$

المثال 8

أحسب مolarية محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH حضر بإذابة 5.6 g في 0.2 L من الماء. علمًا أن الكتلة المولية (KOH) $Mr = 56 \text{ g/mol}$



تحليل السؤال (المعطيات)

حجم محلول 0.2 L

كتلة المذاب $5.6 \text{ g} = m$

الكتلة المولية (Mr) 56 g/mol

المطلوب: حساب مolarية محلول.

الحل:

حساب عدد مولات (n) هيدروكسيد البوتاسيوم

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{5.6 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{5.6 \text{ g}} = 0.1 \text{ mol}$$

حساب مolarية محلول

$$M = \frac{0.1 \text{ mol}}{0.2 \text{ L}} = 0.5 \text{ M}$$

أتحقق: أحسب كتلة السكر $C_6H_{12}O_6$ اللازمة لعمل محلول حجمه 2 L وتركيزه 0.04 M. علمًا أن الكتلة المولية

$$Mr = 180 \text{ g/mol} (C_6H_{12}O_6)$$

المولالية Molality

يتأثر حجم المحلول بتغيير درجة حرارته، فيزداد حجمه بزيادة درجة الحرارة؛ مما يقلل من تركيزه، كما أن انخفاض درجة حرارته يقلل من حجمه، فيزداد تركيزه، إلا أن عدد مولات المذيب والمذاب لا تتغير، ومن ثم فإن كتل المواد لا تتغير في المحلول بتغيير درجة الحرارة؛ لذلك يمكن وصف تركيزه عن طريق عدد مولات المذاب في كتلة معينة من المذيب، ويسمى هذا التركيز **المولالية (m)**، وهي نسبة عدد مولات المذاب في 1 من المذيب؛ فمثلاً، محلول يحتوي على 1 mol من المذاب في 1 kg من المذيب يكون تركيزه 1 molal. ويمكن التعبير عن المولالية بصيغة رياضية على النحو الآتي:

$$\text{المولالية (التركيز المولالي)} = \frac{\text{عدد مولات المذاب (mol)}}{\text{كتلة المذيب (kg)}}$$
$$m = \frac{n \text{ of solute}}{\text{solvent mass}}$$

المثال ٩

أحسب مولالية محلول تكون بإذابة 6 mol من سكر الجلوکوز في 8 kg من الماء المقطّر.

تحليل السؤال (المعطيات)

$$\text{عدد مولات المذاب} = 5 \text{ mol}$$

$$\text{كتلة المذيب} = 8 \text{ kg}$$

المطلوب: حساب مولالية المحلول

الحل:

بالتعويض في القانون

$$m = \frac{n \text{ of solute}}{\text{solvent mass}}$$

$$= \frac{6 \text{ mol}}{8 \text{ kg}} = 0.75 \text{ molal}$$

أحسب التركيز المولالي لمحلول يحتوي على 25 g من كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 مذابة في 500 g من الماء. علماً أن الكتلة المولية (Na_2SO_4)

$$Mr = 142 \text{ g/mol} (\text{Na}_2\text{SO}_4)$$

تحليل السؤال (المعطيات)

$$\text{كتلة المذاب} = 25 \text{ g}$$

$$\text{الكتلة المولية للمذاب} = 142 \text{ g/mol}$$

$$\text{كتلة المذيب} = 500 \text{ g}$$

المطلوب: حساب التركيز المولالي (المولالية).

الحل:

تحويل كتلة المذاب إلى مولات.

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{25 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{142 \text{ g}} = 0.176 \text{ mol}$$

- تحويل كتلة المذيب من وحدة kg إلى وحدة g، وذلك بالقسمة على 1000، فينتج 0.5 kg

- التعويض في القانون

$$m = \frac{n \text{ of solute}}{\text{solvent mass}}$$

$$= \frac{0.176 \text{ mol}}{0.5 \text{ kg}} = 0.352 \text{ m}$$

أُفْكِر: كيف يمكن حساب الكسر المولالي لمكونات محلول مائي بمعرفة مولاليته؟

أتحقق: أحسب مولالية محلول الذي يحتوي على 8.4 g فلوريد الصوديوم NaF مذابة في 400 g من الماء المقطّر. علماً أن الكتلة المولية (NaF)



المحاليل القياسية Standard Solutions

تُستخدم في مختبرات الكيمياء محلائل قياسية **Standard solutions**، وهي محلائل معلومة التركيز بدقة.

ويحتوي L من المحلول القياسي على 1 mol من المذاب، ويمكن تحضيره بإذابة كتلة معينة من المادة في كمية محددة من المذيب النقي، مثل الماء المقطّر، ويُستخدم لهذه العملية دورق حجمي مناسب. انظر الشكل (12)، الذي يوضح دوارق حجمية مختلفة الحجوم.

يُجري الكيميائي أحياناً تجارب مخبريةً باستعمال كمية صغيرة من المحلول بدلاً من استعمال كمية كبيرة؛ لذلك يمكن تحضير المحلول المطلوب من خلال التحكم في حجمه وفي كتلة المذاب؛ فمثلاً، يمكن تحضير محلول تركيزه 0.1 M من هيدروكسيد الصوديوم NaOH بطرائق عدّة، منها: إذابة 4 g منه في حجم 1 L من المحلول، أو إذابة 0.4 g منه في حجم 100 mL، أو إذابة 0.04 g في 0.01 mL، وهكذا.



أعمل فلماً قصيراً
باستخدام صانع الأفلام movie maker، يوضح طرائق التعبير عن التركيز: (الكسر المولى، النسبة المئوية بالكتلة، النسبة المئوية بالحجم، المolarية، المولالية)، بحيث يشتمل على مفهوم كل منها، وصيغها الرياضية، ثم أشاركه مع معلمي وزملائي في الصف.



أبحث: مستعيناً بمصادر المعرفة المناسبة، أبحث عمّا يُعبر عن تركيز المحاليل باستعمال طريقة الجزء من المليون (PPM)، وطريقة العيارية (N) Normality معرّفاً الطريقة ومبيناً أهميتها واستخدام كل منها وموضحاً تطبيقاتها العملية، ثم أكتب تقريراً عن ذلك أناقشه مع معلمي وزملائي في الصف.

التجربة ١

المحلول القياسي

المواد والأدوات:

بيرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$, ميزان كتلة حساس, دورق حجمي سعة 500 ماء مُقطر, ساق تحرير LEARN 2 BE زجاجي, كأس زجاجية سعة 100mL, ملعقة, صحن زجاجي, قطارة.

إرشادات السلامة:

أخذُ عند التعامل مع المواد الكيميائية، وأرتدي القفازات ومعطف المختبر.

خطوات العمل:

- 1- أقيس، باستخدام الميزان الحساس، g 0.79 من بيرمنغنات البوتاسيوم.
- 2- أضع الكتلة المقيسة في الكأس الزجاجية، وأضيف إليها كمية قليلة من الماء المُقطر، ثم أحرّكها حتى تذوب تماماً.
- 3- أسكب المحلول الناتج في الدورق الحجمي سعة 500 mL.
- 4- أكرر عدّة مراتٍ إضافةً كمية قليلة من الماء المُقطر إلى الكأس الزجاجية، وأحرّك المحلول ثم أسكبُه في الدورق الحجمي حتى يقترب مستوى العلامة الموجودة على عنق الدورق.
- 5- **الاحظ:** استخدم القطرة لإضافة الماء المُقطر تدريجياً إلى الدورق الحجمي حتى يصبح مستوى تَقْعِير المحلول عند مستوى العلامة على عنق الدورق، ثم أرجِ المحلول حتى يتجانس.

التحليل والاستنتاج:

- 1- **احسب** عدد مولات بيرمنغنات البوتاسيوم ($Mr = 158\text{g/mol}$).
- 2- **احسب** مolarية المحلول الناتج.
- 3- **توقع**: ماذا يحدث لتركيز المحلول عندما تضاف إليه كمية أخرى من المذيب؟

تحقيق المحلول:

يمكن الحصول على المحلول المُخفَّف Dilute Solution بإضافة كمية من المذيب إليه؛ حيث يزداد حجمُه نتيجةً لزيادة كمية المذيب فيزداد عدد جسيمات المذيب ويقلُّ -في الوقت نفسه- تركيز المذاب، ومن ثمَّ يقلُّ تركيز المحلول. علماً أنَّ كتلة المذاب وعدد مولاته في المحلول تبقى ثابتة.

باستخدام الصيغة الرياضية لقانون المolarية: $M = \frac{n}{V}$
ومنها نجد أنَّ: $M \times V = n$

ولما كان عدد مولات المذاب يبقى ثابتاً ولا يتغيَّر بتحقيق المحلول، فإنَّ عددَها قبل التحقيق يساوي عددَها بعدَ التحقيق؛ وبذلك يمكن حسابُ عدد مولات المحلول، قبل التحقيق وبعدَه، باستخدام معادلة التحقيق، كما يأتي:
 $\text{عدد المولات بعد التحقيق} = \text{عدد المولات قبل التحقيق}$

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

المثال ١١

أحسب مolarية محلول حضر بإضافة mL 380 من الماء المقطر إلى mL 20 من محلول تركيزه 0.2 M

تحليل السؤال (المعطيات)

وبالتعويض في العلاقة السابقة:

عدد المولات بعد التحقيق = عدد المولات قبل التحقيق

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$0.2 \times 20 = M_2 \times 400$$

$$M_2 = \frac{0.2 \times 20}{400}$$

$$= 0.01\text{ M}$$

مولارية المحلول قبل التحقيق = 0.2 M

حجم المحلول قبل التحقيق = 20 mL

حجم الماء المضاف للتحقيق = 380 mL

المطلوب: حسابُ مolarية المحلول بعد التحقيق.

الحل:

عند إضافة الماء إلى المحلول يزداد حجمه؛ لذلك فإنَّ

$$\text{حجم المحلول النهائي } V_2 = 20 + 380 = 400\text{ mL}$$

أتحقق: أحسب حجم الماء اللازم إضافته إلى mL 50 من محلول KCl الذي تركيزه 4 M ليصبح تركيزه 0.2 M

مراجعةُ الدرس



- 1 - الفكرةُ الرئيسة: أوضّح المقصود بكلٍ من: المحلول المُخفَف، الكسر المولّي، النسبة المئوية بالكتلة، النسبة المئوية بالحجم، المولارية، المولالية، المحلول القياسي.
- 2 - أحسبُ الكسر المولّي لكُلٌ من الماء ونترات البوتاسيوم KNO_3 في محلوليهما. علماً أنَّ عدد مولات الماء 5 وعدد مولات نترات البوتاسيوم 3 mol.
- 3 - أحسبُ كتلة KOH اللازمة لتحضير محلول كتلته g 30 بتركيز 1% بالكتلة.
- 4 - أحسبُ كتلةَ حمض HCl الموجودة في L 0.5 من محلول الحمض الذي تركيزه % 20 بالكتلة. علماً أنَّ كثافة محلول .1 g/mL.
- 5 - أحسبُ النسبة المئوية بالكتلة للمحلول الناتج من إذابة g 15 من كربونات الصوديوم Na_2CO_3 في 350 g من الماء المُقطر.
- 6 - أحسبُ النسبة المئوية بالحجم لمحلول من HBr تكونَ بإذابة mL 40 منه في كمية من الماء المُقطر حتى أصبح حجمُ محلول .300 mL.
- 7 - أحسبُ مولارية محلول يحتوي على g 5 من كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 مُذابة في 100 mL الماء. علماً أنَّ الكتلة المولية (K_2SO_4) . $Mr = 174 \text{ g/mol}$
- 8 - أحسبُ حجمَ محلولِ اللازم لتحضير محلول من سُكر الجلوکوز $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ تركيزه M 0.5. علماً أنَّ كتلة المذاب g 15 والكتلة المولية $(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)$. $Mr = 180 \text{ g/mol}$
- 9 - أحسبُ مولالية محلول يحتوي على g 30 من LiBr مُذابة في 300 من الماء. علماً أنَّ الكتلة المولية (LiBr) . $Mr = 87 \text{ g/mol}$
- 10 - أحسبُ كتلة KCl لتحضير محلول تركيزه 0.2 mol/Kg في g 200 ماء مُقطر. علماً أنَّ الكتلة المولية (KCl) . $Mr = 74.5 \text{ g/mol}$
- 11 - أحسبُ حجم الماء اللازم إضافته إلى 5 mL من محلول NaOH ذي التركيز 0.1 M ليصبح تركيزه 0.001 M.
- 12 - أُحدِّد خطواتِ تحضير محلول من NaCl مولاريته 0.1M وحجمه 500 mL. علماً أنَّ الكتلة المولية (NaCl) . $Mr = 58.5 \text{ g/mol}$

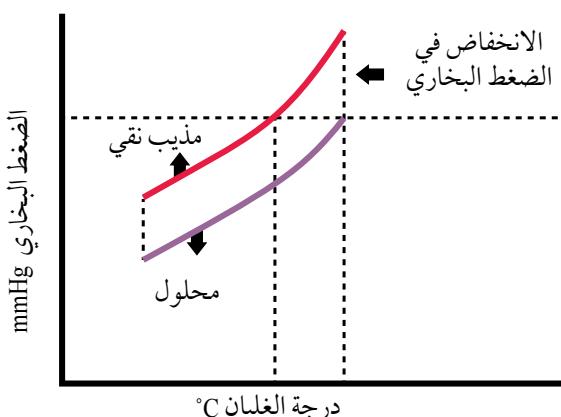
الخصائص الجامعية للمحاليل

Colligative Properties of Solutions

عرفت في ما سبق أنّ المحاليل تتكونُ من المذاب والمذيب، وقد وُجد أنَّ بعض خصائص المذيب الفيزيائية تتأثَّر بكمية الجُسيمات المُذابة فيه، ولا تعتمد على طبيعة المذاب، ويطلق على هذه الخصائص التي تتأثَّر بكمية المذاب اسم **الخصائص الجامعية للمحاليل Colligative Properties of Solutions**، مثل الارتفاع في درجة الغليان. فما الخصائص الجامعية للمحاليل؟

الانخفاض في الضغط البخاري

عرفت في ما سبق أنَّ السائل يتبخَّر عند أي درجة حرارة، وأنَّ البخار الناتج يولَّد ضغطاً على سطح السائل يسمى الضغط البخاري للسائل Vapor Pressure، ويعرف بأنه الضغط الناتج من جُزيئات بخار السائل في وعاء مغلق عندما يكونُ في حالة اتزان مع جُزيئات السائل عند درجة حرارة وضغط ثابتين، وعندما تساوي سرعة التبخر سرعة التكاثف. وقد بيَّنت التجارب أنَّ الضغط البخاري لمذيب نقيٍّ متَّسِطٍ ينخفض بإضافة مادَّة غير متَّسِطٍ فيه، وهذا ما يسمى **الانخفاض في الضغط البخاري**، ويمكن قياسُ مقدار هذا الانخفاض بحساب الفرق بين الضغط البخاري للمذيب النقي والضغط البخاري للمحلول عند درجة حرارة معينة. يوضُّح الشكل (13) مقارنة بين الضغط البخاري لمحلول ومذيب نقي.



القدرة الرئيسية:

للمحاليل خصائص عدَّة، كالضغط البخاري ودرجة الغليان ودرجة التجمُّد والضغط الأُسموزي.

نتائج التعلم:

- أستنتج خصائص الجامعية للمحاليل (الضغط البخاري، درجة الغليان، درجة التجمُّد، الضغط الأُسموزي).
- أجري حساباتٍ لمعرفة درجة تجمُّد المحلول ودرجة غليانه.
- أقارنُ بين أثر المركبات الأيونية والجزئية في تغيير خصائص المذيب.
- أستقصي بعض التطبيقات العملية المرتبطة بخصائص المحاليل.

المفاهيم والمصطلحات:

الخصائص الجامعية للمحاليل
Colligative Properties of Solutions
الانخفاض في الضغط البخاري
Vapor Pressure Lowering

الارتفاع في درجة الغليان
Boiling Point Elevation

الانخفاض في درجة التجمُّد
Freezing Point Depression
الضغط الأُسموزي
Osmotic Pressure

الشكل (13): الضغط البخاري

لمحلول ومذيب نقي.

أَفْكِرْ: ما أثر الضغط الجوي في
درجة غليان المحلول؟



يُتضح من الشكل أن الضغط البخاري للمحلول يكون دائمًا أقل من الضغط البخاري للمذيب النقي عند أي درجة حرارة؛ فانخفاض الضغط البخاري للمحلول يزداد بزيادة تركيز المحلول، ويمكن تفسير ذلك بأنه عند إذابة مادة غير متطابرة، مثل السكر في الماء، فإن جزيئات المذاب سوف تحتل جزءاً من سطح الماء (المذيب)، فيقل عدد جزيئات الماء عند السطح ويقل تبخرها، إضافة إلى نشوء تجاذب بين بعض جسيمات المذيب وجسيمات المذاب وهذا أيضًا يقلل عدد جسيمات المذيب، التي يمكنها أن تفلت من السطح لتحول إلى الحالة الغازية، مقارنةً بعدد جسيمات المذيب النقي المتبقية، ونتيجةً لذلك يقل الضغط البخاري للمحلول عنه للمذيب النقي. وكلما ازداد عدد جسيمات المذاب في حجم معين من المحلول يزداد تركيزه ويقل ضغطه البخاري؛ لذلك فال محلول المركّز أقل ضغطاً بخارياً من المحلول المخفف، في حين أن الضغط البخاري للمذيب النقي أعلى من كليهما. وعليه، فإن الانخفاض في الضغط البخاري يعتمد على عدد جسيمات المذاب في المحلول.

الارتفاع في درجة الغليان Boiling Point Elevation

يتميّز المذيب النقي بدرجة غليان وانصهار مُحدّدين عند ضغط جوي ثابت، ويعلي السائل عندما يصبح ضغطه البخاري مساوياً للضغط الجوي، فالماء النقي يبدأ بالغليان عند درجة حرارة 100°C ، ثم تثبت درجة غليانه عند هذه الدرجة، وعند إذابة مادة غير متّائنة وغير متطابرة في الماء فإن المحلول يبدأ بالغليان على درجة أعلى من 100°C ؛ وبذلك فإن درجة غليان المحلول أعلى من درجة غليان المذيب النقي.

ويمكن تفسير ذلك بأن إضافة كمية من السكر (المذاب) ستجعل عددًا من جزيئاته تحتل جزءاً من مساحة سطح الماء (المذيب)، مما يقلل من جسيمات الماء على السطح، إضافة إلى نشوء تجاذب بين بعض جسيمات الماء وجسيمات السكر، وهذا أيضًا يقلل من عدد جسيمات الماء التي يمكنها أن تفلت من السطح لتحول إلى الحالة الغازية، وبهذا سوف يقل الضغط البخاري للمحلول، وعند وصول المذيب إلى درجة الغليان يكون الضغط البخاري أقل من الضغط الجوي؛ مما يتطلّب زيادة درجة الحرارة

لتغلب على قوى التجاذب الناشئة بين جسيمات المذيب والمذاب وكى يصل الضغط البخاري إلى الضغط الجوى، فترداد درجة الغليان. ويسمى الفرق بين درجة غليان المذيب النقي والمحلول الارتفاع في درجة الغليان

Boiling Point Elevation (ΔT_b), وهو يتناسب طردياً مع النسبة بين

عدد جسيمات المذاب وجسيمات المذيب في المحلول؛ ولذلك يستخدم التركيز المولالى للمحلول للتغيير عن الارتفاع في درجة الغليان؛ وذلك لأنه يعتمد على النسبة بين عدد جسيمات المذاب وعدد جسيمات المذيب وليس على نسبة عدد جسيمات المذاب في حجم معين من المحلول، أمّا مقدار الارتفاع في درجة غليان المحلول فيتناسب طردياً مع التركيز المولالى للمحلول، ويعبر عنه بالصيغة الرياضية كما يأتي:

$$\text{الارتفاع في درجة الغليان} = \text{ثابت} \times \text{المولالى}$$

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

ΔT_b الارتفاع في درجة الغليان.

K_b ثابت الارتفاع في درجة غليان المذيب.

m التركيز المولالى للمحلول.

يسمى (K_b) ثابت الارتفاع في درجة غليان المذيب السائل، ويساوى مقدار الارتفاع في درجة غليان المذيب عند إذابة 1 mol من المذاب في Kg من المذيب النقي، وتعتمد قيمته على طبيعة المذيب.

ويوضح الجدول (4) قيمة ثابت الارتفاع في درجة الغليان لبعض المذيبات السائلة.

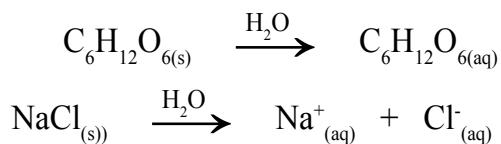
الجدول (4): قيمة ثابت الارتفاع في درجة الغليان لبعض المذيبات السائلة.

المذيب	درجة الغليان عند ضغط جوى 1 atm	ثابت الارتفاع في درجة غليان المذيب K_b °C.Kg/mol
الماء	100	0.52
الإيثانول	78.5	1.19
البنزين	80.1	2.53

يتضح أن درجة غليان محلول لا تثبت في أثناء الغليان، بل تستمر في الارتفاع، ويمكن تفسير هذا الارتفاع بأن عملية التبخر تؤدي إلى نقص كمية المذيب في محلول، فيزداد تركيزه بمرور الوقت، ويقل بذلك عدد جسيمات المذيب القادرة على الإفلات من سطح السائل، كما يقل الضغط البخاري فتزداد درجة الغليان. وبهذا يمكن الاستنتاج أن الارتفاع في درجة غليان محلول يعتمد على عدد جسيمات المذاب، فكلما ازداد عدد جسيمات المذاب في محلول ازدادت درجة الغليان.

وينطبق الحال على محلول الناتج من إذابة مادة متآينة، مثل كلوريد الصوديوم NaCl (غير متطايرة)؛ حيث تكون درجة غليان محلول أعلى من درجة غليان المذيب النقي.

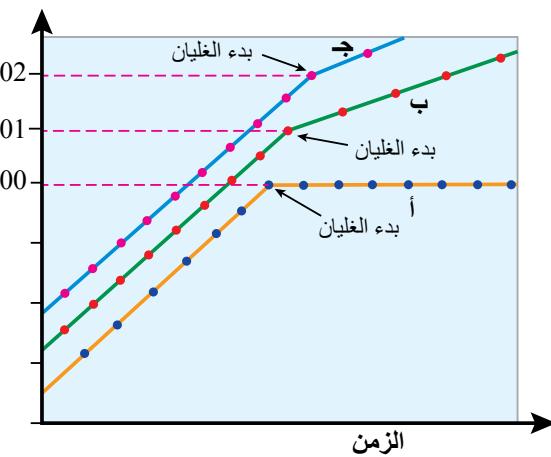
ولمّا نقارن بين درجتي غليان محلولي المادتين المتآينة وغير المتآينة - عند التركيز نفسه، نجد أن درجة غليان محلول المادة المتآينة (NaCl) أعلى منه لمحلول المادة غير المتآينة ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). ويمكن تفسير ذلك من خلال المعادلين الآتيين:



إذ يتضح من المعادلين أن عدد الجسيمات في محلول NaCl أكثر منه في محلول $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. وبما أن خواص محلول تعتمد على عدد الجسيمات، فإن الارتفاع في درجة غليان محلول المادة المتآينة أعلى منه لمحلول المادة غير المتآينة.

ويوضح الشكل (14) مقارنة بين عملية غليان كل من الماء النقي (أ) ومحلول مادة غير متآينة (ب) ومحلول مادة متآينة (ج) عند الظروف نفسها.

الشكل (14): مقارنة بين عملية غليان كل من الماء النقي (أ) ومحلول مادة غير متآينة (ب) ومحلول مادة متآينة (ج) عند الظروف نفسها.



إذا علمت أن g 18 من السكر $C_6H_{12}O_6$ أذيب في g 500 من الماء النقي، فأحسب درجة غليان محلول الناتج. علماً أن ثابت الارتفاع في درجة غليان الماء $0.52^{\circ}\text{C.Kg/mol}$ والكتلة المولية

$$\text{للسُّكَر لِلْمُذَاب } Mr = 180 \text{ g/mol}$$



تحليل السؤال (المعطيات)

$$\text{كتلة المادة المذابة} = 18 \text{ g}$$

$$\text{كتلة الماء النقي (المذيب)} = 0.5 \text{ Kg} = 500 \text{ g}$$

$$\text{ثابت الارتفاع في درجة غليان الماء} = 0.52^{\circ}\text{C.Kg/mol}$$

$$\text{الكتلة المولية للمذاب} = Mr = 180 \text{ g/mol}$$

المطلوب: حساب درجة غليان محلول ΔT .

الحل:

حساب عدد مولات المذاب:

$$n = \frac{18 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{180 \text{ g}} = 0.1 \text{ mol}$$

حساب التركيز المولالي للمحلول:

$$m = \frac{0.1 \text{ mol}}{0.5 \text{ Kg}} = 0.2 \text{ mol/Kg}$$

حساب الارتفاع في درجة الغليان:

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

$$\Delta T_b = 0.52 \times 0.2 = 0.104$$

درجة غليان محلول

$$T\Delta = 100 + 0.104 = 100.104^{\circ}\text{C}$$

إذا علمت أن 5.85 g من NaCl أذيب في 0.5 Kg من الماء، فأحسب درجة غليان محلول. علماً أن الكتلة المولية للمذاب ($Mr = 58.5 \text{ g/mol}$) وثابت الارتفاع في درجة غليان الماء ($0.52^\circ\text{C Kg/mol}$).



تحليل السؤال (المعطيات)

$$\text{كتلة المذاب} = 5.85 \text{ g}$$

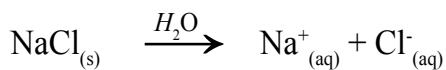
$$\text{كتلة المذيب} = 0.5 \text{ Kg}$$

$$\text{الكتلة المولية للمذاب} = 58.5 \text{ g/mol}$$

$$\text{ثابت الارتفاع في درجة غليان الماء} = 0.52^\circ\text{C Kg/mol}$$

المطلوب: حساب درجة غليان محلول.

الحل:



$$\text{عدد مولات الأيونات} = 2 \text{ mol}$$

عدد مولات المذاب:

$$n = \frac{5.85 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{58.5 \text{ g}} = 0.1 \text{ mol}$$

مولالية محلول:

$$m = \frac{0.1 \text{ mol}}{0.5 \text{ Kg}} = 0.2$$

$$\text{بما أن عدد الأيونات} = 2$$

$$\text{فإن التركيز المولالي} = 2 \times 0.2 = 0.4 \text{ mol/g}$$

ومنها يُحسب الارتفاع في درجة الغليان

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

$$\Delta T_b = 0.52 \times 0.4 = 0.208^\circ\text{C}$$

ودرجة غليان محلول

$$\Delta T = 100 + 0.208 = 100.208^\circ\text{C}$$

أتحقق: أحسب مقدار الارتفاع في درجة غليان محلول تكون بإذابة 12 g من حمض الميثانويك في 2 Kg من الإيثanol. علماً أن ثابت الارتفاع في درجة غليان الإيثanol

$$= 1.19^\circ\text{C Kg/mol}$$

الانخفاض في درجة التجمد Freezing Point Depression

تتشير جسيمات المذاب بين جسيمات المذيب في المحلول وتحتل حيزاً بينها؛ مما يعيق تقاربها وتتجاذبها، إضافةً إلى أن التجاذب الناشئ بين جسيمات المذاب والمذيب يعمل على التقليل من فرص التجاذب بين جسيمات المذيب نفسها، ومن ثم فإن جسيمات المذاب تعيق تقارب الجسيمات من بعضها وانجذابها نحو بعضها للوصول إلى الحالة الصلبة عند درجة التجمد، فيلزم حينئذ انخفاض أكثر في درجة الحرارة، فتصبح أقل من درجة تجمد المذيب النقي حتى تقارب جسيمات المذيب وتتجاذب وتصل إلى حالة التجمد، ويسمى الفرق بين درجة تجمد المحلول ودرجة تجمد المذيب النقي **الانخفاض في درجة التجمد (ΔT_f)**. وبهذا نجد أن درجة تجمد المحلول أقل من درجة تجمد المذيب النقي، ويتناصف مقدار الانخفاض في درجة تجمد المحلول طردياً مع التركيز المولالي للمحلول، ويعبر عنه بالصيغة الرياضية الآتية:

$$\text{الانخفاض في درجة التجمد} = \text{ثابت} \times \text{المولالية}$$

$$\Delta T_f = K_f \times m$$

ΔT_f الانخفاض في درجة التجمد.

K_f ثابت الانخفاض في درجة تجمد المذيب.

m التركيز المولالي للمحلول.

و ثابت الانخفاض في درجة تجمد المذيب يُقاس بإذابة 1 mol من المذاب في 1 Kg من المذيب النقي، وتعتمد قيمة ثابت الانخفاض على طبيعة المذيب. ويوضح الجدول 5 قيم ثابت الانخفاض في درجة تجمد بعض المذيبات السائلة

الجدول (5): قيم ثابت الانخفاض في درجة تجمد لبعض المذيبات السائلة.

المذيب	درجة التجمد $^{\circ}\text{C}$	ثابت الانخفاض في درجة تجمد المذيب K_f $^{\circ}\text{C.Kg/mol}$
الماء	0.0	1.86
الإيثانول	-114.1	1.99
البنزين	5.5	5.12

أحسب درجة التجمد لمحلول يحتوي على 0.62 g من مادة مذابة 0.1 Kg من الماء المُقطَّر. علمًا أنَّ $(Mr = 62 \text{ g/mol}, K_f = 1.86 \text{ }^{\circ}\text{C.Kg/mol})$



تحليل السؤال (المعطيات)

$$\text{كتلة المذاب} = 0.62 \text{ g}$$

$$\text{كتلة المذيب} = 0.1 \text{ Kg}$$

$$\text{الكتلة المولية للمذاب} = 62 \text{ g/mol}$$

$$\text{ثابت الانخفاض في درجة التجمد} = 1.86 \text{ }^{\circ}\text{C Kg/mol}$$

المطلوب: حساب درجة تجمد المحلول ΔK

الحل:

حساب عدد مولات المذاب

$$n = \frac{0.62 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{62 \text{ g}} = 0.01 \text{ mol}$$

حساب التركيز المولالي للمحلول

$$m = \frac{0.01 \text{ mol}}{0.1 \text{ Kg}} = 0.1 \text{ mol/Kg}$$

حساب الانخفاض في درجة التجمد

$$\Delta K_f = K_f \times m$$

$$\Delta K_f = 1.86 \times 0.1 = 0.186$$

درجة تجمد المحلول

$$\Delta K = -0.186 - \text{صفر} = -0.186 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

أتحقق: أحسب مقدار الانخفاض في درجة التجمد لمحلول تكون بإذابة 10 g من مادة غير متأينة في 400 g من الإيثanol. علمًا أنَّ ثابت الانخفاض في درجة تجمد الإيثanol $5.12 \text{ }^{\circ}\text{C Kg/mol}$

الانخفاضُ في درجة التجمّد

في البلدانِ التي يهطلُ فيها الثلُجُ في أثناء فصل الشتاء، تُوضعُ بعضُ الموادَ الكيميائيةَ، مثل ملح كلوريد الصوديوم، على الطرقات حتى تقلَّ درجةُ تجمُّد الماء؛ مما يؤدّي إلى منع تراكم الثلوج على الطريق، فيقلُّ خطُرُ ازلاق المركبات التي تسيرُ عليه.

التجربةُ 2

الانخفاضُ في درجة التجمّد

المواد والأدوات:

كأسان زُجاجيَّتان سعة كلٌّ منها 300 mL، جليد مجروش، ماء مُقطَّر، ساق تحرير زجاجي، مقياس حرارة غير زئبقي، ملح الطعام NaCl الخشن، ميزان ذو كفَتين.

إرشادات السلامة: أرتدي معطفَ المختبر والقفازين والنظاراتِ الواقية.

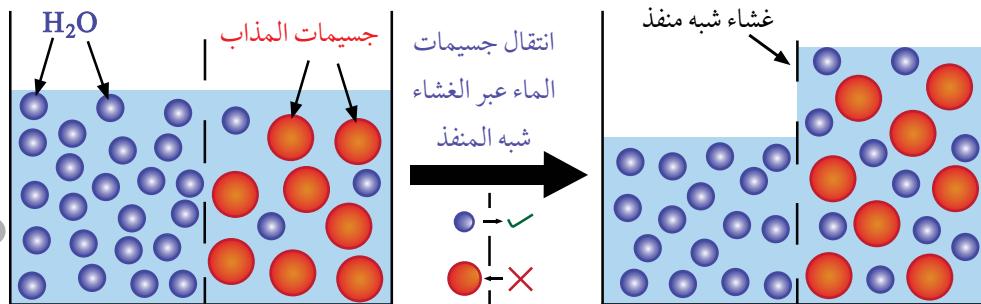
خطوات العمل:

- **أقيس:** أضَعْ g 250 من الجليد المجروش في كل كأس زجاجيَّة.
- أضيفُ إلى كل كأس 50 mL من الماء المُقطَّر.
- **أقيس** درجةَ حرارة خليط الجليد والماء في كُلٍّ من الكأسين باستخدام مقياس الحرارة، وأسجّل القراءة.
- أحرّك بساق التحريرِ محتوياتِ كُلٍّ كأسٍ مدةً دقيقةٍ ونصف حتى تصبح درجةُ حرارة الكأسين متماثلين، وأسجّلها.
- **لاحظ:** أضيفُ g 50 من الملح إلى إحدى الكأسين، وأحرّك محتوياتِ كُلٍّ منها، ثم أسجّل درجة الحرارة عند ثباتها.

الاستنتاج والتحليل:

- **أقرنُ** بين درجة حرارة الكأسين في الخطوة 5.
- **أفسرُ** أثرَ أيونات الملح (Na^+ , Cl^-) الموجودة في محلول في انخفاض درجة التجمُّد.
- **اتوقيعُ:** هل تختلفُ درجةُ الحرارة لو استعملتِ الكميةُ نفسها من ملح كلوريد البوتاسيوم KCl بدلاً من ملح كلوريد الصوديوم NaCl؟ ولماذا؟

الشكل (15): انتقال جسيمات المذاب عبر غشاء شبه منفذ.



أُصمِّمُ باستخدام برنامج السكراتش (Scratch) عرضاً يوضح الخصائص الجامعية للمحلول (مقارنة الضغط البخاري لمحلول مُحَقَّفٍ و محلول مُرَكَّزٍ ومذيبٍ نقىًّا، وكذلك الارتفاع في درجة الغليان، والانخفاض في درجة التجمد)، ثم أشارُهُ معلّمي وزملائي في الصَّفِّ.

تُسمى عملية انتشار المذيب منَ الوسط الأقل تركيزاً إلى الوسط الأعلى تركيزاً عبر أغشية شبه منفذة **الأُسْمُوزِيَّة** Osmotic، التي تؤدي دوراً حيوياً في الكثير من العمليات الحيوية في النباتات، من مثل عمليات امتصاص الماء والغذاء من التربة، كما أن خلايا الدم الحمراء في جسم الإنسان توجد في محلول متساوي التركيز معَ وسط الخلية الداخلية حتى لا تصاب بالامتلاء بالماء أو تنكمش بسبب فقدِه؛ لذلك يُعَذَّى المرضى بتزويدِهم بمحاليل الأملاح عن طريق الوريد بتركيز معين؛ حتى يبقى محلولان متساوين في التركيز. وبهذا فإنَّ الأغشية شبه المنفذة تسمح بمرور جسيمات المذيب وتمنع مرور جسيمات المذاب، ويُسمى الضغط الذي يدفع المذيب النقى منَ الوسط الأقل تركيزاً إلى الوسط الأعلى تركيزاً عبر غشاء شبه منفذ **الضغط الأُسْمُوزِي** Osmotic Pressure، وهو يُعَدُّ من الخصائص الجامعية للمحلول، التي تعتمد على عدد جسيمات المذاب في كمية محددة من محلول.

يُوضَّح الشكل (15) انتقال جسيمات الماء عبر غشاء شبه المنفذ.

أَتَحَقَّقَ: ما المقصود بالضغط الأُسْمُوزِي؟ ✓



الأُسْمُوزِيَّة المُعاكِسَة Reverse Osmosis

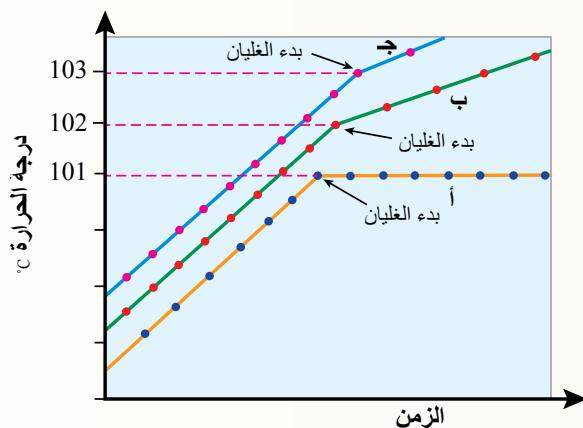
تعمل الأُسْمُوزِيَّة المعاكسة بطريقة معاكسة لطريقة الأُسْمُوزِيَّة، ويحدث ذلك عندما يجري التأثير في محلول بضغط أكبر من الضغط الأُسْمُوزِي؛ إذ تنتقل جسيمات المذاب حينذاك من محلول إلى المذيب النقى خلال الغشاء شبه المنفذ. ومن التطبيقات العملية المتعلقة بهذه الظاهرة تحلية مياه البحر.



أبحث: أرجع إلى الواقع الإلكتروني عبر شبكة الإنترنت، وأكتب تقريراً عن الخواص المميزة التي تصف المحاليل (الذائبية Solubility، التركيز Concentration، الامتزاج Miscibility، الخصائص الجامدة Colligative Properties)، ثم أناقشه مع زملائي وعلمي.

مراجعة الدرس

- الفكرة الرئيسية: أوضح المقصود بكل من: الارتفاع في درجة الغليان، الانخفاض في درجة التجمد، الانخفاض في الضغط البخاري للمحلول.
- أحسب درجة غليان محلول الناتج من إذابة 3.33 g من CaCl_2 في 600 g من الماء النقى. علمًا أن الكتلة المولية للمذاب ($\text{Mr} = 111 \text{ g/mol}$) وثبت الارتفاع في درجة غليان الماء $(0.52 \text{ }^{\circ}\text{CKg/mol})$.
- **أفسر:**
 - . الضغط البخاري للمحلول أقل منه للمذيب النقى.
 - . درجة غليان محلول أعلى منها للمذيب النقى.
- أحسب مقدار الانخفاض في درجة التجمد لمحلول حضر بإذابة 34 g من مادة لا كهرلية في 250 g من الإيثanol. علمًا أن ثابت الانخفاض في درجة تجمد الإيثanol $5.12 \text{ }^{\circ}\text{CKg/mol}$.
- أميز بين ثابت الارتفاع في درجة الغليان وثبت الانخفاض في درجة التجمد.



- أستنتج من الشكل الآتي المنحنى الذي يمثل كلاً من:

الماء النقى، محلول مادة غير متآينة وغير متطايرة، محلول مادة متآينة وغير متطايرة.

محلول كلوريد الصوديوم NaCl

تُستخدم المحلول على نطاق واسع في مجالات الحياة اليومية، وهي تُتَّبع بما يناسب استخداماتها المتنوعة؛ ففي مجال الطب -مثلاً- يستخدم محلول كلوريد الصوديوم NaCl بتركيز معينٍ في تعقيم الجروح الموضعية والحرق، ويدخل في تركيب بعض العقاقير الطبية، ك قطرات العيون ومعقمات مجرى التنفس، كما يستخدم باسم (Normal Saline) وبتركيز 0.9% بالكتلة في تعويض نقص السوائل في الجسم الناجم عن بعض المشكلات الصحية، كالتهابات الأمعاء وحالات الإسهال الشديدة ونقص نسبة الصوديوم، وفي معالجة هبوط الضغط الحاد، إضافةً إلى استخدامه بتركيز منخفض في جهاز التبخير للتخلص من المُخاط ولالمعالجة التهاب القصبات الهوائية، ويُستخدم مزيجٌ منه مع محليل كلوريدات البوتاسيوم والكالسيوم بتركيز مختلٍ في زيادة حجم سوائل الجسم والمحافظة على تركيز الأيونات في الجسم نتيجة حدوث نزيف حاد وفقد كمية من الدم.



الآن في مصادر المعرفة المناسبة عن استخدامات محليل الطبية، مثل محليل رينجر Ringers Solutions، والمحلول الغروي، مثل الألبومين، ومحلول Hess، والمحلول الأسموزي، مثل المانitol Mannitol، ثم أكتب تقريراً أناقشةً مع معلمي وزملائي.

مراجعة الوحدة

كتلتها g 0.64 أديت في g 100 من البزتين. علماً أن درجة غليان محلول الناتج ° 80.23 ودرجة غليان البزتين النقيّ °C 80.1



9. أستنتج قيمة (X) في الصيغة الجزيئية للكبريت S_x من المعلومات في الجدول الآتي:

القيمة	المعلومات
0.24 g	كتلة الكبريت S_x المذاب
100 g	كتلة المذيب CCl_4
32.1 g/mol	الكتلة المولية للمذاب
0.2 °C	انخفاض في درجة تجمد CCl_4
29.8 °CKg/mol	ثابت انخفاض درجة تجمد CCl_4

10. أحسب درجة الغليان لمحلول تركيزه 0.06 mol/Kg من K_2SO_4

11. أستنتج محلول الذي له أعلى درجة غليان من المحاليل الآتية:

0.1mol/Kg NaCl, 0.1mol/Kg $C_6H_{12}O_6$,

0.08mol/Kg Na_2SO_4

1. أوضح المقصود بكلٍّ من الآتية: محلول، المolarية، المولالية، التركيز، الذائية، الضغط البخاري، الضغط الأسموزي، الخصائص الجامعية للمحاليل.

2. أقارن بين كُلٌّ من المخلوط المعلق والمخلوط الغروي والمحلول، من حيث حجم جسيمات المذاب، وفصل المذاب بورقة الترشيح، وظاهرة تندال.

3. أحسب التركيز المolarي لمحلول من هيدروكسيد الصوديوم حجمه 100 ml وحضّر بإذابة g 3.5 منه في كمية من الماء المقطر.

4. أحسب كتلة حمض HCl الموجودة في حجم من محلول مقداره 150 ml وتركيزه M 0.15

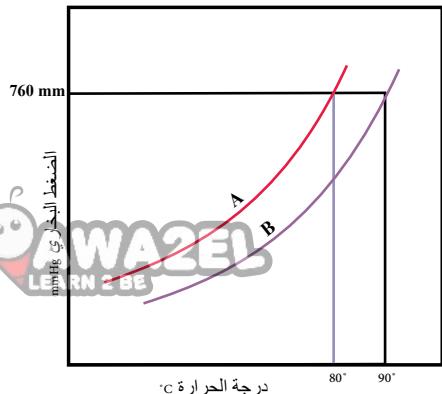
5. أحسب التركيز المولالي لمحلول من KOH تكون بإذابة g 14 منه في g 112 من الماء المقطر.

6. أستخرج الخطوات العملية لتحضير محلول من فلوريد البوتاسيوم KF تركيزه 0.25 mol/Kg باستخدام g 500 من الماء المقطر.

7. أحسب حجم الماء الذي تلزم إضافته إلى L 50 mL من محلول NaCl ذي التركيز 0.01 M ليصبح تركيزه 0.001 M

8. أحسب الكتلة المولية لمادة غير متآينة وغير متطايرة

مراجعة الوحدة



12. أستنتج من الشكل الآتي:

- أ. الرمز الذي يشير إلى المذيب النقي، والمحلول.
- ب. درجة الغليان التقريرية لكلٍّ منهما.

13. أرسُم دائرةً حول رمز الإجابة الصحيحة في كل جملة مما يأتي:

1) أحد الآتي يُعد محلولاً حقيقياً:

- أ. الحليب
- ب) السُّكَّر في الماء
- ج. الطباشير في الماء
- د . التراب في الماء

2) محلول الأقل درجة تجمد عند التركيز نفسه 0.1 mol/Kg هو:

- Al₃(NO₃)₃ د .
- CaCl₂ ج .
- K₂SO₄ ب .
- NaCl أ .

3) عدد مولات LiOH الموجودة في 2 L من محلول تركيزه 0.04 M:

- 0.02 د .
- 0.04 ج .
- 0.06 ب .
- 0.08 أ .

4) الكسر المولي للمركب X عند إذابة 6 mol في 72 g من الماء ($\text{Mr} = 16 \text{ g/mol}$)، هو:

- 0.08 د .
- 1.5 ج .
- 0.6 ب .
- 1.0 أ .

5) أحد الآتي يُعد مثلاً على المخلوط المعلق:

- أ. الطباشير في الماء
- ب . الدم
- ج . محلول كبريتات البوتاسيوم
- د . الماء المقطر

6) العبارة الصحيحة في ما يتعلق بأقطار دقائق المذاب في محلول الغروي، هي:

- أ . أقل من 1 nm أ . أقل من 1 nm
- ج . من 1 nm - 1000 nm ج . من 1 nm - 1000 nm
- ب . أكبر من 1000 nm ب . أكبر من 1000 nm
- د . صفر د . صفر

7) يُعد محلول الزئبق في الفضة مثلاً على محلول:

- أ . صلب في سائل
- ب . سائل في سائل
- ج . صلب في غاز
- د . سائل في صلب

8) العبارة الصحيحة من العبارات الآتية، هي:

- أ . يُكون سائلاً الإيثanol والماء طبقتين منفصلتين.
- ب . لا يذوب سائل حمض الإيثانيك في الماء.
- ج . يمتزج سائلاً رابع كلوريد الكربون والماء.
- د . يُكون سائلاً البترزين والماء طبقتين منفصلتين.

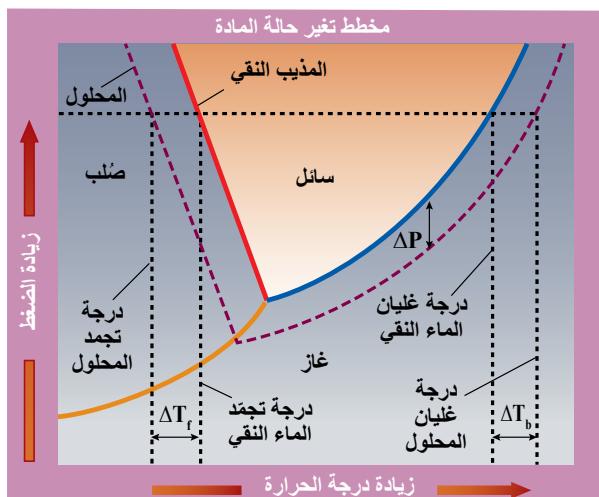
مراجعة الوحدة

9) العبارة الصحيحة المتعلقة بمحلول X (السكر)، و Y (كلوريد الصوديوم) لهما التركيز نفسه، هي:

- أ. درجة غليان X أعلى من درجة غليان Y.
- ب. درجة غليان X تساوي درجة غليان Y.
- ج. ضغط X البخاري يساوي ضغط Y البخاري.
- د. درجة تجمد X أعلى من درجة تجمد Y.

10) محلول تركيزه 4% بالكتلة. يعني هذا أنه يتكون من:

- أ. 4 g من المذاب في 96 g من المذيب.
- ب. 4 g من المذاب في 100 g من المذيب.
- ج. 0.4 g من المذاب في 96 g من المذيب.
- د. 0.4 g من المذاب في 100 g من المذيب.



14. يمثل الشكل المجاور مخططاً يبيّن تغيير حالة المادة لمذيب نقي ومحلول. أدرسه، ثم أجيء عن الأسئلة الآتية:

أ. ماذا يمثل الخط المتقطع والخط المتصل في الشكل؟

ب. أصف كيف يؤثر الضغط ودرجة الحرارة في المذيب النقي والمحلول.

ج. أصف كيف يمثل الفرق بين الخطين المتقطع والمتصل كلاً من: الانخفاض في الضغط البخاري، والارتفاع في درجة غليان، والانخفاض في درجة التجمد.

مسرد المصطلحات

- **مستوى التكافؤ Valence Shell:** مستوى الطاقة الخارجية للذرّة.
- **إلكترونات التكافؤ Valence Electrons:** الإلكترونات الموجودة في المستوى الخارجي للذرّة، وتحدد نوع الروابط التي تكونُها الذرّة.
- **الرابطة التساهمية Covalent Bond:** قوّة التجاذب الناشئة بين ذرّتين نتيجة تشاركهما بزوج واحد أو أكثر من الإلكترونات.
- **أزواج الإلكترونات الرابطة Bonding Electrons Pairs:** الإلكترونات مستوى التكافؤ التي شاركت في تكوين الروابط.
- **الذرّة المركزية Central atom:** الذرّة الأقل عدًّا في الجُزيء، وتكونُ أكثر من رابطة واحدة.
- **أزواج الإلكترونات غير الرابطة Non-Bonding Electrons Pairs:** أزواج من الإلكترونات تظهرُ في مستوى التكافؤ للذرّة المركزية لا تشاركُ في تكوين الروابط.
- **الرابطة التناسقية Coordinate Bond:** إحدى أنواع الروابط التساهمية، تنشأ نتيجة مشاركة إحدى الذرّتين بزوج من الإلكترونات، في حين تشاركُ الذرّة الأخرى بفلاك فارغ.
- **نظريّة تنافر أزواج الإلكترونات مستوى التكافؤ Valence Shell Electrons Pair Repulsion:** نظريّة يمكنُ بها التنبؤ بأشكال الجُزيئات؛ فهي تفترضُ أنَّ أزواج الإلكترونات التكافؤ تترتبُ حول كلِّ ذرّة بحيث تكونُ أبعد ما يمكن ليكونُ التنافرُ في ما بينها أقلَّ ما يمكن.
- **الكثافة الإلكترونيّة Electronic Density:** منطقةٌ بين الذرّتين المكوّنتين للرابطة التساهمية، يتركّز فيها وجودُ أزواج الإلكترونات الرابطة.
- **التهجين Hybridization:** اندماج أفلاك مستوى التكافؤ في الذرّة نفسها لتنتجَ منه أفلاكٌ جديدة تختلف عن الأفلاك الذريّة في الشكل والطاقة.
- **الأفلاك المهجنة Hybrid Orbitals:** أفلاكٌ جديدة تَتُّسُّج من اندماج أفلاك الذرّة نفسها، تختلفُ عنها في الشكل والطاقة وتشاركُ في تكوين الروابط.



- **العزم القطبى Dipole Moment:** مقياسٌ كمّيٌّ لمدى توزُّع الشحنات في الجُزِيَّء، ويعتمدُ على المسافة الفاصلة بين الشحنات على طرفي الجُزِيَّء، ويقاسُ بوحدة الديباي (Debye(D)).
- **القوى بين الجزيئات Intermolecular Forces:** قوى تجاذب تنشأ بين جسيمات المادة نفسها، تختلفُ بطبيعتها عن الروابط الكيميائية التي تنشأ بين الذرات.
- **الروابط الهيدروجينية Hydrogen Bonds:** قوّة تجاذب تنشأ بين جزيئاتٍ تشاركُ فيها ذرة الهيدروجين المرتبطة في الجُزِيَّء برابطة تساهمية مع ذرة أخرى ذات سالبية كهربائية عالية، مثل ذرات N, O, F.
- **قوى ثنائية القطب Dipole-Dipole:** قوى تنشأ بين جزيئات قطبية نتيجة وجود الشحنات الجزيئية السالبة والموجبة على هذه الجزيئات.
- **قوى لندن London forces:** قوى تجاذب ضعيفة تنشأ نتيجة الاستقطاب اللحظي للجزيئات أو الذرات.
- **نظرية الحركة الجزيئية Kinetic Molecular Theory:** نظريةٌ تصفُ سلوك جسيمات المادة اعتماداً على أنها في حركة دائمة ومستمرة وقد فسّرت هذه النظرية سلوك المواد الصلبة والسائلة والغازية اعتماداً على الطاقة الحركية للجسيمات وقوى التجاذب بينها.
- **الغاز المثالي Ideal Gas:** غازٌ افتراضيٌّ حجمُ جسيماته يساوي صفرًا وقوى التجاذب بينها معدومة.
- **التصادمات المرنة Elastic Collision:** تصادماتٌ بين جسيمات يبقى مجموع الطاقة الحركية خلالها محفوظاً.
- **الانتشار Diffusion:** حركة الجسيمات من منطقة الأعلى تركيزاً إلى منطقة الأقل تركيزاً.
- **القابلية للانضغاط Compressibility:** تقارب الجسيمات عند التأثير فيها بضغط فيقل الحجم الذي تشغله.
- **التدفق Effusion:** تسرُّب الغاز المضغوط من فتحة صغيرة.
- **قانون بويل Boyle's Law:** حجم كمية محددة من الغاز المحصور يتناوب عكسياً مع ضغطه عند ثبات درجة حرارته.

• قانون شارل Charles's Law: حجم كمية محددة من الغاز المحصور يتتناسب طرديًا مع درجة حرارته المطلقة عند ثبات ضغطه.

• قانون جاي - لوساك Gay-Lussac's Law: ضغط كمية محددة من الغاز المحصور يتتناسب طرديًا مع درجة حرارته المطلقة عند ثبات حجمه.

• القانون الجامع Combined Law: قانون يصف العلاقة بين حجم كمية محددة من الغاز المحصور ضغطة ودرجة حرارته المطلقة.

• قانون أفوجادرو Avogadro's Law: الحجوم المتساوية من غازات تحتوي على عدد الجسيمات نفسه عند الظروف نفسها من الضغط ودرجة الحرارة.

• قانون الغاز المثالي Ideal Gas Law: العلاقة $PV = nRT$ ، التي تصف سلوك الغاز المثالي.

• الحجم المولى Molar Volume: حجم مول واحد من الغاز في الظروف المعيارية.

• الضغط الجزئي للغاز Partial Pressure: الضغط الذي يؤثر به الغاز في خليط من الغازات غير المتفاعلة.

• قانون دالتون Dalton's Law: الضغط الكلي لخليط من الغازات غير المتفاعلة يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة للخليط.

• قانون جراهام Graham's Law: معدل سرعة انتشار (تدفق) الغاز يتتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي لكتلته المولية.

• المائع Fluid: المواد التي تمتلك جسيماتها القدرة على الانسياب أو الجريان.

• التبخر Evaporation: تحول المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية.

• طاقة التبخر المولية Molar Evaporation Energy: كمية الطاقة اللازمة لتبخير مول واحد من السائل عند درجة حرارة وضغط ثابتين.

• التكافف Condensation: تحول المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة.

• طاقة التكافف المولية Molar Condensation Energy: كمية الطاقة الناتجة من تكافف مول واحد من بخار المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة عند درجة حرارة معينة.

-
- **الضغطُ الْبَخَارِيّ Vapor Pressure:** ضغطُ بخار السائل في حالة الاتزان عند درجة حرارة معينة.
 - **درجةُ الغليان Boiling Point:** درجةُ الحرارة التي يصبح عندها ضغطُ بخار السائل مساوياً للضغط الواقع عليه.
 - **درجةُ الغليان العاديّة Normal Boiling Point:** درجةُ الحرارة التي يصبح عندها ضغطُ بخار السائل مساوياً لواحد ضغطِ جويٍّ 760mmHg .
 - **مادَّةٌ صَلْبَةٌ بُلُورِيَّةٌ Crystalline Solids:** المادَّةُ الصَّلْبَةُ التي تتكونُ من بلورات ذاتِ أشكالٍ هندسيَّةٍ منتظمةٍ.
 - **مادَّةٌ صَلْبَةٌ غَيْرُ بُلُورِيَّةٌ Amorphous Solids:** المادَّةُ الصَّلْبَةُ التي لا تترتبُ جُسيماتُها لِتُكَوِّنَ أشكالاً هندسيَّةً منتظمةً.
 - **مادَّةٌ صَلْبَةٌ جَزِئِيَّةٌ Molecular Solids:** المادَّةُ الصَّلْبَةُ التي تتكونُ جُسيماتُها من جُزيئاتٍ.
 - **مادَّةٌ صَلْبَةٌ فَلَزِيَّةٌ Metallic Solids:** المادَّةُ الصَّلْبَةُ التي تتكونُ جُسيماتُها من فلزَاتٍ تترابطُ برابطة فلزية.
 - **مادَّةٌ صَلْبَةٌ أَيُونِيَّةٌ Ionic Solids:** المادَّةُ الصَّلْبَةُ التي تتكونُ جُسيماتُها من أيوناتٍ تترابطُ برابطة أيونية.
 - **مادَّةٌ صَلْبَةٌ شَبَكِيَّةٌ تَسَاهِمِيَّةٌ Covalent Network Solids:** المادَّةُ الصَّلْبَةُ التي تتكونُ جُسيماتُها من ذراتٍ تترابطُ برابطةٍ تساهميَّةٍ في بناء شبكيٍّ صلبٍ.
 - **درجةُ الانصهار Melting Point:** درجةُ الحرارة التي تتحوَّلُ عندها المادَّةُ مِنَ الحالةِ الصَّلْبَةِ إِلَى السائلةِ.
 - **ظاهِرَةُ التَّاصُل Allotropy:** وجودُ أكثر من شكلٍ بلوريٍ للعنصر الواحد في الحالة الفيزيائية نفسها.
 - **المخلوط Mixture:** مزيجٌ من مادتين نقيتين أو أكثر، تبقى كُلُّ منها محفوظةً بخصائصها الكيميائية.
 - **المحلول Solution:** مزيجٌ من مادتين أو أكثر لا يحدثُ بينهما تفاعلٌ كيميائيٌّ، وتنشرُ جُسيماتُ المذاب على نحوٍ منتظمٍ ومتماضٍ في جميع أنحاء المذيب.

- **الذائبية**: أكبر كتلة من المذاب التي يمكن أن تذوب في 100 g من المذيب.
- **التركيز**: نسبة كمية المادة المذابة في كمية محددة من المذيب أو المحلول.
- **محلول مركّز**: محلول يحتوي على كمية كبيرة من المادة المذابة في حجم معين من المذيب.
- **محلول مخفّف**: محلول يحتوي على كمية قليلة من المذاب في حجم معين من المذيب.
- **الكسر المولّي**: النسبة بين عدد مولات المادة المذابة أو المذيب في المحلول إلى عدد المولات الكلية للمذاب والمذيب.
- **النسبة المئوية بالكتلة**: النسبة المئوية بين كتلة المذاب إلى كتلة المحلول.
- **النسبة المئوية بالحجم**: النسبة المئوية بين حجم المذاب إلى حجم المحلول.
- **المولاريّة**: عدد مولات المادة المذابة في لتر واحد من المحلول.
- **المولاليّة**: نسبة عدد مولات المذاب في 1kg من المذيب.
- **الانخفاض في الضغط البخاري**: انخفاض الضغط البخاري لمذيب نقي متطاير عند إذابة مادة غير متطايرة فيه.
- **الارتفاع في درجة الغليان**: الفرق بين درجة غليان المذيب النقي والمحلول عند إذابة 1 mol من المذاب في 1 Kg من المذيب النقي.
- **الانخفاض في درجة التجمّد**: الفرق بين درجة تجمّد محلول ودرجة تجمّد المذيب النقي عند إذابة 1 mol من المذاب في 1 Kg من المذيب النقي.
- **الضغط الأسموزي**: الضغط الذي يدفع المذيب النقي من الوسط الأقل تركيزاً إلى الوسط الأعلى تركيزاً عبر غشاء شبه منفذ.

قائمةُ المراجِع

أولاً- المراجعُ العربيَّة:

- خليل حسام، موسوعة الكيمياء الشاملة، دار أسامة للنشر، ج ٢، ٢٠٠٩ م.
- صالح محمد، صابر محمد، عثمان عثمان، أساس ومبادئ الكيمياء، ج ٢، الدار العربيَّة للنشر، ٢٠٠٣ م.
- إبراهيم صادق الخطيب، مصطفى تركي عبيد، الكيمياء العامة، دار المسيرة للنشر والتوزيع، عمان، ٢٠٠٤ م.
- جيمس برادي، جيرارد هيوم ستون، الكيمياء العامة والمبادئ والبنية، ج ١، ترجمة سليمان سعسع ومأمون الحلبي، نيويورك، جون ويلي للنشر، ١٩٩٢ م.
- محمد إسماعيل الدرملي، الدليل في الكيمياء: الكيمياء العامة؛ ماهيتها، عناصرها، دار العلم والإيمان ودار الجديد للنشر والتوزيع، ٢٠١٨ م.

ثانياً- المراجعُ الأجنبيَّة:

- Sunley, Chris and Goodman, Sam, Collins International Cambridge IGCSE Chemistry, Collins, 2014.
- Ebbing ,Gammon, General Chemistry, 10th Ed, Houghton Mifflin Company, 2011.
- Winter, Mark J, Chemical Bonding , Oxford 2004 .
- Stevens Zumdal,Chemistry,7th Ed, Boston, NewYork, 2007
- Raymond Change, Chemistry, 10th Edition, Singapore,2010.
- Myers, Thomas, Oldham, Chemistry, Online Ed, Holt, Rinehart Winston, 2006.
- Brady, Russell, Holom, Chemistry Matter and its Change, 3rd Ed, Wiley,2000.
- McQuarrie, Donald, et al. Colligative Properties of Solutions" General Chemistry, Mill Valley: Library of Congress, 2011.