



الكيمياء

الصف الحادي عشر - كتاب الطالب

الفصل الدراسي الأول

11

فريق التأليف

موسى عطا الله الطراونة (رئيساً)

تيسير عبد المالك الصبيحات

بلال فارس محمود

روناهي «محمد صالح» الكردي (منسقاً)

جميلة محمود عطية

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

📧 @nccdjor 📧 feedback@nccd.gov.jo 🌐 www.nccd.gov.jo

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

الواصفات: / الكيمياء / المناهج / التعليم الثانوي /

يتحمل المؤلف كامل المسؤولية 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.

1442 هـ / 2021 م

الطبعة الأولى (التجريبية)

قائمة المحتويات

الموضوع	الصفحة
المقدمة	5
الوحدة الأولى: أشكال الجزيئات وقوى التجاذب في ما بينها	7
التجربة الاستهلاكية: أشكال الجزيئات	9
الدرس الأول: نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ	10
الدرس الثاني: الروابط والأفلاك المتداخلة	24
الدرس الثالث: القوى بين الجزيئات	36
مراجعة الوحدة	48
الوحدة الثانية: حالات المادة	51
التجربة الاستهلاكية: العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته عند ثبات الضغط	53
الدرس الأول: الحالة الغازية	54
الدرس الثاني: الحالة السائلة	79
الدرس الثالث: الحالة الصلبة	90
مراجعة الوحدة	101



103 الوحدة الثالثة: المحاليل

105 التجربة الاستهلاكية: خصائص المحاليل

106 الدرس الأول: تصنيف المحاليل

116 الدرس الثاني: تركيز المحاليل

130 الدرس الثالث: خصائص المحاليل

142 مراجعة الوحدة

145 مسرد المصطلحات

150 قائمة المراجع

بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَنِ الرَّحِيمِ

المقدمة

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

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

وقد جاء هذا الكتاب مُحققاً لمضامين الإطار العام والإطار الخاص للعلوم، ومعاييرها، ومؤشرات أدائها المتمثلة في إعداد جيل محيط بمهارات القرن الواحد والعشرين، وقادر على مواجهة التحديات، ومُعْتَرٍ - في الوقت نفسه - بانتمائه الوطني. وتأسيساً على ذلك، فقد اعتُمدت دورة التعلّم الخماسية المنبثقة من النظرية البنائية التي تمنح الطالب الدور الأكبر في العملية التعلّمية التعليمية، وتوفّر له فرصاً عديدة للاستقصاء، وحلّ المشكلات، والبحث، واستخدام التكنولوجيا وعمليات العلم، فضلاً عن اعتماد منحنى STEAM في التعليم الذي يُستعمل لدمج العلوم والتكنولوجيا والهندسة والفن والعلوم الإنسانية والرياضيات في أنشطة الكتاب المتنوعة، وفي قضايا البحث.

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

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

وانتهاءً بأسئلة التحليل والاستنتاج. وتضمّن الكتاب أيضاً أسئلة تفكير متنوعة؛ بُغية تعزيز فهم الطالب لموضوعات المادة، وتنمية التفكير الناقد لديه.

ونحن إذ نُقدّم هذه الطبعة من الكتاب، فإننا نأمل أن يُسهم في تحقيق الأهداف والغايات النهائية المنشودة لبناء شخصيّة المتعلّم، وتنمية اتجاهات حُبّ التعلّم ومهارات التعلّم المستمرّ، فضلاً عن تحسين الكتاب بإضافة الجديد إلى محتواه، وإثراء أنشطته المتنوّعة، والأخذ بملاحظات المعلّمين.

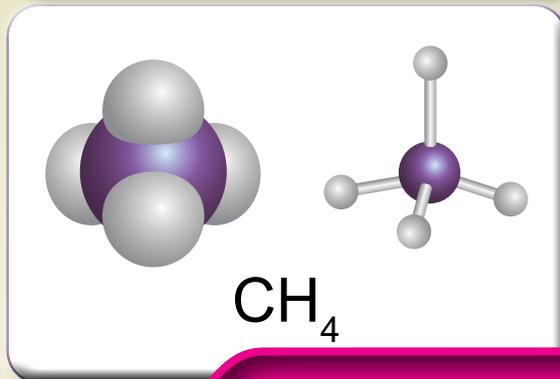
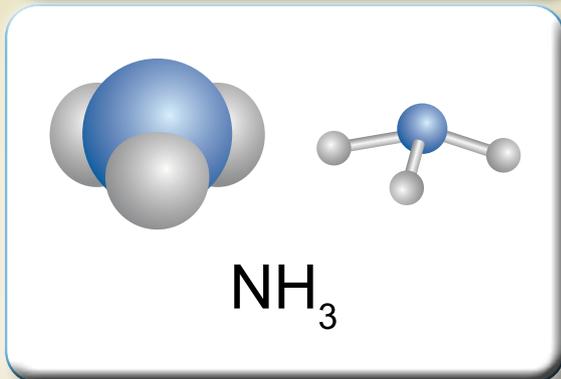
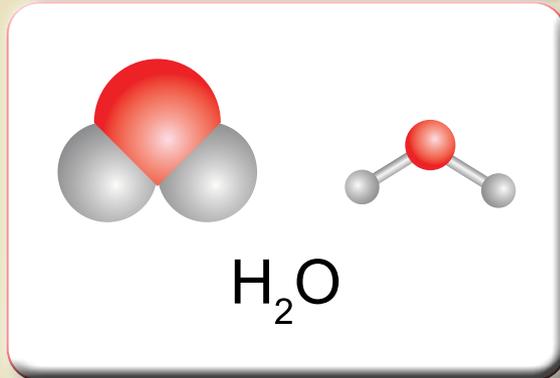
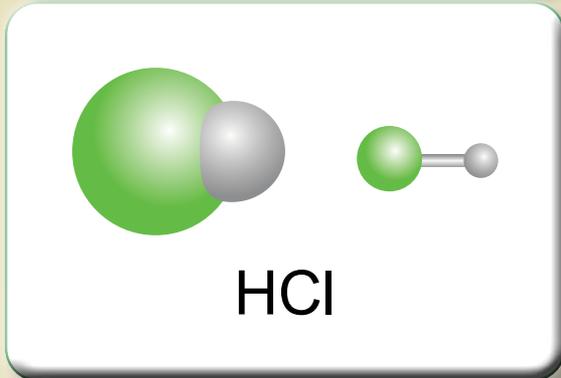
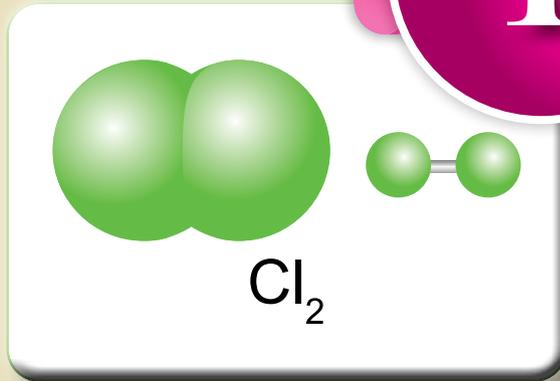
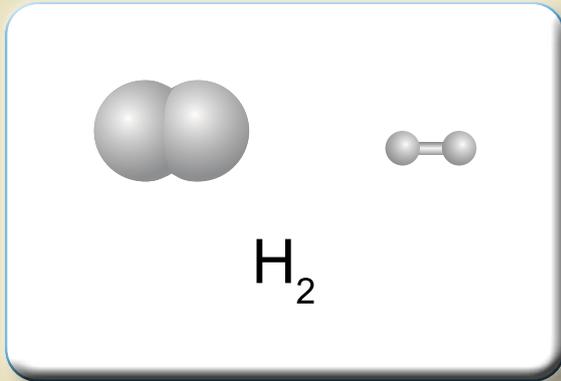
والله ولي التوفيق

المركز الوطني لتطوير المناهج



أشكال الجزيئات وقوى التجاذب فيما بينها

Shapes of Molecules and Intermolecular Forces



أتملُّ الصورة

تتخذ الجزيئات التي ترتبط ذراتها بروابط تساهمية أشكالاً هندسية (فراغية) تبعاً لعدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة المحيطة بالذرة المركزية، فكيف تترتب أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية في الجزيء؟ وكيف يتحدد الشكل الفراغي للجزيء؟

الفكرة العامة:

تترتب الذرات في الجزيئات بالنسبة إلى بعضها في أبعاد فراغية تعتمد على أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة المحيطة بالذرة المركزية، متخذة أشكالاً هندسية تحدّد الخصائص الفيزيائية والكيميائية لهذه الجزيئات.

الدرس الأول: نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ.

الفكرة الرئيسة: يتحدّد شكل الجزيء بعدد أزواج الإلكترونات التي تحيط بالذرة المركزية، وتتنافر فيما بينها وتترتب متباعدة عن بعضها أقصى ما يمكن، مع بقاء الذرات منجذبة نحو بعضها في الجزيء.

الدرس الثاني: الروابط والأفلاك المتداخلة.

الفكرة الرئيسة: تنشأ الرابطة المشتركة نتيجة تداخل أفلاك التكافؤ نصف الممتلئة بالإلكترونات، ليصبح الفلك المتداخل ممتلئاً ويحتوي على إلكترونين.

الدرس الثالث: القوى بين الجزيئات.

الفكرة الرئيسة: ترتبط جزيئات المواد المختلفة وذرات الغازات النبيلة بقوى تجاذب ذات أهمية 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. ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

خطوات العمل:

- 1 **أصمم:** اختار كرة تمثل ذرة الكربون (أربعة ثقوب) وأربع كرات تمثل ذرات الهيدروجين وأربع وصلات، وأصمم شكلاً بنائياً لجزيء الميثان (CH_4)، وأرسم الشكل الناتج.
- 2 **أقيس** مقدار الزاوية بين الوصلات، وأسجلها.
- 3 **أسجل البيانات**، أدون شكل الجزيء، والزاوية بين الروابط.

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.

- 1 **أصمم:** اختار كرة تمثل ذرة البيريليوم (ثقبان) وكرتين تمثلان ذرتي الكلور (ثقب واحد) ووصلتين، وأصمم شكلاً بنائياً لجزيء كلوريد البيريليوم ($BeCl_2$).

- 2 **أتوقع** الشكل الناتج وارسمه.

- 3 **أقيس** مقدار الزاوية بين الوصلات، وأسجلها.

- 4 **أصمم:** اختار كرة تمثل ذرة البورون (ثلاثة ثقوب) وثلاث كرات تمثل ذرات الكلور وثلاث وصلات، وأصمم شكلاً بنائياً لجزيء ثلاثي كلوريد البورون (BCl_3)، وأرسم الشكل الناتج.

- 5 **أقيس** مقدار الزاوية بين الوصلات، وأسجلها.



أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ

Valence Shell Electrons Pair

درست فيما سبق أن الإلكترونات تتوزع على مستويات الطاقة المختلفة في الذرة، وبعض هذه الإلكترونات تتوزع في مستوى الطاقة الخارجي الذي يسمى مستوى التكافؤ Valence Shell، وتسمى هذه الإلكترونات إلكترونات التكافؤ Valence Electrons، التي تحدّد نوع الرابطة التي تكونها الذرة عند تفاعلها مع ذرات أخرى.

الروابط التساهمية والرابطة التناسقية:

Covalent Bonds and Coordinate Bond

كثير من المواد التي تعدّ عصب الحياة، كالماء وغاز الأوكسجين وغاز ثاني أكسيد الكربون والكثير من المواد التي نستخدمها في حياتنا اليومية، تتكوّن من مواد ترتبط ذراتها بروابط تساهمية، مثل الألياف والبلاستيك والمبلمرات وأنواع الوقود المختلفة، كما أنّ معظم المركّبات الموجودة في أجسامنا وأجسام الكائنات الحيّة الأخرى ترتبط ذراتها بروابط تساهمية. فكيف تتكوّن هذه الروابط في المركّبات المختلفة؟

يحتوي المستوى الخارجي لذرات عناصر المجموعات الممثلة (4-7) على عدد من الإلكترونات تنجذب نحو النواة بقوة، وعند ارتباط ذرتين من هذه العناصر ببعضهما بعضاً فإنهما تشاركان في الإلكترونات، وينشأ بينهما زوج أو أكثر من الإلكترونات المشتركة تنجذب نحو نواتي الذرتين معاً، ويُطلق على قوّة الجذب الناشئة بينهما اسم **الرابطة التساهمية Covalent Bond**؛ فمثلاً، تمتلك ذرة الكربون أربعة إلكترونات في المستوى الخارجي، بينما تمتلك ذرة الهيدروجين إلكترونًا واحدًا، وعند ارتباطهما لتكوين جزيء الميثان (CH_4) تشارك ذرة الكربون مع كلّ ذرة هيدروجين بزواج من الإلكترونات، ويكون حول ذرة الكربون أربعة أزواج من الإلكترونات المشتركة مع ذرات الهيدروجين، تسمى **أزواج الإلكترونات الرابطة Bonding Electrons Pairs**، وهي

الفكرة الرئيسة:

يتحدّد شكل الجزيء بعدد أزواج الإلكترونات التي تحيط بالذرة المركزية، التي تتنافر فيما بينها وتترتب متباعدة عن بعضها أقصى ما يمكن، مع بقاء الذرات منجذبة نحو بعضها في الجزيء.

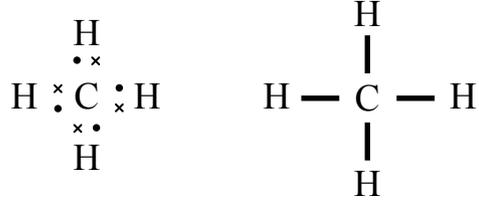
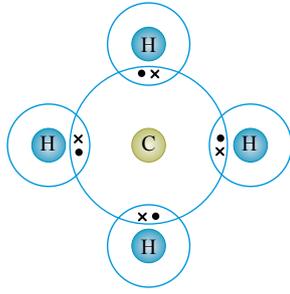
نتائج التعلم:

- أتوصل إلى المفاهيم الأساسية المتعلقة بالروابط بين الذرات والجزيئات.
- أوضح العلاقة بين أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية والشكل الفراغي للجزيء.

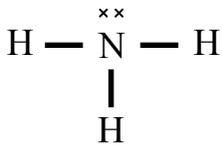
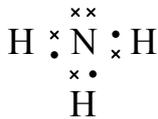
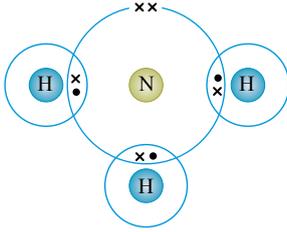
المفاهيم والمصطلحات:

Covalent Bond	الرابطة التساهمية
Coordinate Bond	الرابطة التناسقية
Central Atom	الذرة المركزية
أزواج الإلكترونات الرابطة	Bonding Electrons Pairs
أزواج الإلكترونات غير الرابطة	Non-Bonding Electrons Pairs
تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ (VSEPR)	
linear Shape	شكل خطي
Trigonal Planar	مثلث مستو
Tetrahedral	رباعي الأوجه منتظم
Trigonal Bipyramidal	هرم ثنائي مثلث
Octahedral	ثمانية السطوح
Pyramidal	هرمي ثلاثي
Bent	منحن

الشكل (1): أزواج
الإلكترونات المشتركة في
جزيء الميثان (CH₄).



إلكترونات مستوى التكافؤ التي شاركت في تكوين الروابط، وينشأ عن ذلك أربع روابط تساهمية أحادية تحيط بذرة الكربون، التي يُطلق عليها اسم **الذرة المركزية Central atom**، وهي تلك الذرة الأقل عددًا في الجزيء المُكوّن من أكثر من ذرتين وتكون أكثر من رابطة واحدة؛ أي أنها تُحاط بأكثر عدد من الروابط في الجزيء، ويوضح الشكل (1) أزواج الإلكترونات المشتركة والروابط في جزيء الميثان.



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

أما في جزيء الأمونيا (NH₃)، فتحتوي ذرة النيتروجين في المستوى الخارجي على (5) إلكترونات، وحتى تصل إلى حالة الاستقرار فإنها تشارك مع كل ذرة هيدروجين بزواج من الإلكترونات ليصبح لديها ثلاثة أزواج من الإلكترونات المشتركة، كما يتضح من تركيب لويس للجزيء، ومن ثم فإنها تكون ثلاث روابط تساهمية أحادية مع ثلاث ذرات من الهيدروجين، ويبيّن الشكل (2) أزواج الإلكترونات المحيطة بالذرة N في جزيء الأمونيا.

يتضح من تركيب لويس أن ذرة النيتروجين تمثل الذرة المركزية في الأمونيا؛ فهي تُحاط بثلاثة أزواج من الإلكترونات الرابطة، إضافة إلى زوج واحد من الإلكترونات لم يشارك في تكوين الروابط يُطلق عليه **زوج إلكترونات غير الرابطة Non-Bonding Electrons Pair**، وتعرف أزواج الإلكترونات غير الرابطة أنها أزواج من الإلكترونات تظهر في مستوى التكافؤ للذرة المركزية لا تشارك في تكوين الروابط.

عرفت من المثاليين السابقين أنّ ذرتي الكربون والنيتروجين هما ذرتان مركزيتان، وأنّ كلاّ 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 تركيبهما

الجدول (1): تركيب لويس لبعض الجزيئات.

تركيب لويس	الصيغة الجزيئية	اسم الجزيء
$:\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}}:$	Cl_2	الكلور
$\text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$	HCl	كلوريد الهيدروجين
$\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$	H_2O	الماء
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}:\text{C}:\text{C}:\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C_2H_6	الإيثان

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

المثال 1

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

تحليل السؤال (المعطيات)

نحدد عدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة في الجزيء من خلال توزيع كلٍّ منهما الإلكتروني



عدد إلكترونات التكافؤ: $\text{N} = 5e$ ، $\text{F} = 7e$

نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي Total valence electrons لجميع الذرات في الجزيء، عدد إلكترونات

التكافؤ الكلية = عدد إلكترونات تكافؤ N × عدد ذرات N + عدد إلكترونات تكافؤ F × عدد ذرات F

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

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

نحسب عدد أزواج إلكترونات التكافؤ (v.e.p) valence electrons pairs بقسمة عدد الإلكترونات على 2

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

الحل:

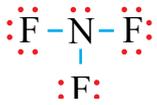
نُحدِّدُ الذرَّةَ المركزيَّةَ في الجُزيءِ، وهي الذرَّةُ N؛ ذاتُ العددِ الأقلِّ، ونوزِّعُ ذرَّاتِ F حولها، ثمَّ نرسمُ روابطَ أُحاديَّةَ في ما بينهما (كلُّ رابطةٍ تمثِّلُ زوجَ إلكترونات).

نحسبُ عددَ أزواجِ الإلكتروناتِ المُتبقِّية، وهي تُساوي عددَ أزواجِ الإلكتروناتِ المُتوفِّرة (v.e.p) - عددِ أزواجِ الإلكتروناتِ الرابطة (B.e.p)



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

نوزِّعُ أزواجَ الإلكتروناتِ المُتبقِّية حولَ الذرَّاتِ الطرفيَّة (F)، بحيثُ تُحقِّقُ كلُّ ذرَّةٍ قاعدةَ الثمانية؛ وبهذا نكونُ قد وزَّعنا منها 9 أزواجٍ وبقيَ لدينا زوجٌ يوضعُ حولَ الذرَّةِ المركزيَّة. وعليه، فيكونُ توزيعُ لويس على النحو الآتي:



أي أنَّ ذرَّةَ N تُحاطُ بثلاثة أزواجٍ مِنَ الإلكتروناتِ الرابطة وزوجٍ مِنَ الإلكتروناتِ غيرِ الرابطة.

المثال 2

أحدِّدُ عددَ أزواجِ الإلكتروناتِ الرابطة وغيرِ الرابطة حولَ الذرَّةِ المركزيَّة في جُزيءِ GeCl_4 .

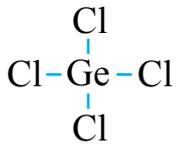
تحليلُ السؤال (المعطيات)

لاحظُ أنَّ الكلورَ مِنَ المجموعة السابعة، وتمتلكُ ذرَّتهُ 7 إلكتروناتٍ في مستوى التكافؤ، بينما الجيرمانيوم Ge مِنَ المجموعة الرابعة، وتمتلكُ ذرَّتهُ 4 إلكتروناتٍ تكافؤ؛ وبهذا فإنَّ عددَ إلكتروناتِ التكافؤ الكليَّة 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 إلكتروناتِ التكافؤ



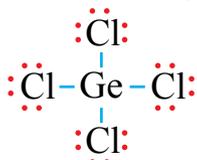
$$\text{زوجاً} = \frac{32}{2} = 16$$

الحل:

نُحدِّدُ الذرَّةَ المركزيَّةَ، وهي ذرَّةُ Ge؛ الأقلُّ عدداً، ونوزِّعُ ذرَّاتِ Cl حولها، ثمَّ نضعُ بينها روابطَ أُحاديَّة. نحسبُ عددَ أزواجِ الإلكتروناتِ المُتبقِّية (عدد أزواجِ الإلكتروناتِ المُتوفِّرة - عددِ أزواجِ الإلكتروناتِ الرابطة):

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

نوزِّعُ أزواجَ الإلكتروناتِ المُتبقِّية حولَ الذرَّاتِ الطرفيَّة Cl، بحيثُ تُحقِّقُ كلُّ منها قاعدةَ الثمانية.



يتَّضحُ من تركيب لويس للجُزيءِ GeCl_4 أنه ذرَّةُ Ge تُحاطُ بأربعة أزواجِ إلكتروناتٍ رابطة، ولا توجدُ حولها أزواجُ إلكتروناتٍ غيرِ الرابطة.

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

تحليل السؤال (المعطيات)

ذرة الكربون أقل عددًا، وتكون عددًا أكبر من الروابط؛ لذا فإنها تمثل الذرة المركزية. نحسب عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات في الأيون، ولوجود الشحنة السالبة (-2) نضيف إليها إلكترونين:

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

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

نحسب عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة

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



الحل:

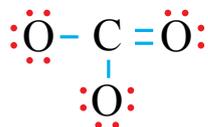
نوزع ذرات الأكسجين حول ذرة الكربون المركزية، ونرسم بينها روابط أحادية.

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

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

نوزع أزواج الإلكترونات المتبقية حول الذرات الطرفية O، بحيث تحقق كل منها قاعدة الثمانية.

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

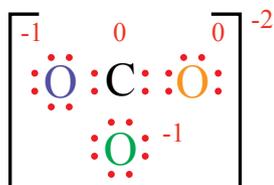


نحسب الشحنات الجزئية لكل ذرة (عدد إلكترونات التكافؤ - عدد الإلكترونات المحيطة بها فقط).

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

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

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 تتشارك مع كل ذرة أكسجين بزوجين من الإلكترونات لتكوين رابطة ثنائية مع كل منهما؛ لكي تُحقّق كلٌّ منها قاعدة الثمانية وتصل إلى حالة الاستقرار، وكذلك فإنّ ذرتي الكربون في جزيء الإيثين C_2H_4 تشتركان بزوجين من الإلكترونات لتكوين رابطة ثنائية؛ لتُحقّق كلٌّ منهما قاعدة الثمانية وتصل إلى حالة الاستقرار.

وكذلك جزيء الأكسجين (O_2)؛ إذ تشترك ذرتاه بزوجين من الإلكترونات لتكوين رابطة ثنائية؛ كي تُحقّق كلٌّ منهما قاعدة الثمانية وتصل إلى حالة الاستقرار.

في حين أنّ ذرتي النيتروجين في جزيء (N_2) تتشاركان بثلاثة أزواج من الإلكترونات؛ لتكوّنا رابطة ثلاثية وتحققاً - من ثمّ - قاعدة الثمانية ويصبح تركيبها مشابهاً لتركيب الغاز النبيل النيون (Ne)، وكذلك ذرتا الكربون في جزيء الإيثيلين C_2H_2 ، فإنّهما تتشاركان بثلاثة أزواج من الإلكترونات وتنشأ بينهما رابطة ثلاثية؛ لكي تُحقّقا قاعدة الثمانية وتصل إلى حالة الاستقرار. ويبين الجدول (2) الصيغ الجزيئية لهذه الجزيئات وتركيب لويس لكلٍّ منها.

إلا أنّ بعض الذرات التي تُكوّن في مركّباتها روابط تساهمية لا تُحقّق قاعدة الثمانية؛ فأحياناً يكون عدد الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية أقلّ

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

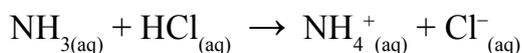
تركيب لويس	الصيغة الجزيئية	اسم الجزيء
$\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{C}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$	CO_2	ثاني أكسيد الكربون
$\begin{array}{c} \text{H}:\ddot{\text{C}}:\ddot{\text{C}}:\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C_2H_4	الإيثين
$\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$	O_2	الأكسجين
$\text{:}\text{N}:\text{:}\text{N}:\text{:}$	N_2	النيتروجين
$\text{H}:\ddot{\text{C}}:\ddot{\text{C}}:\text{H}$	C_2H_2	الإيثيلين



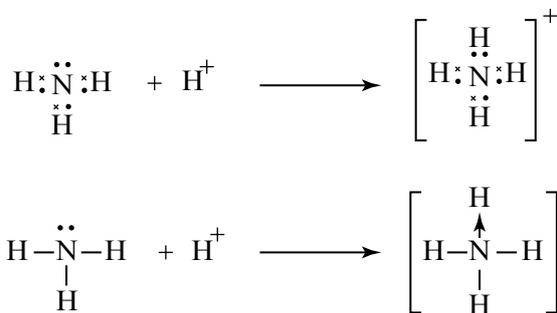
الصيغة الجزيئية	الشكل البنائي للجزيء	تركيب لويس	عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية
BeCl ₂	Cl—Be—Cl	$\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \times \text{Be} \times \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$	2
BCl ₃		$\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \times \text{B} \times \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$ $\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$	3
PCl ₅			5
SF ₆			6

من ثمانية، مثل ذرة البيريليوم في الجزيء (BeCl₂)، وكذلك ذرة البورون في الجزيء (BCl₃)، وأحياناً قد يزيد عدد الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية على ثمانية، مثل ذرة الفسفور في المركب (PCl₅) وذرة الكبريت في المركب (SF₆)، والجدول (3) يبيّن تركيب لويس لبعض هذه المركبات.

يتضح مما سبق أنّ الرابطة التساهمية تنشأ من تشارك ذرتين بزواج واحد أو أكثر من الإلكترونات، إلا أنّ هناك نوعاً من الروابط التساهمية ينشأ نتيجة مشاركة إحدى الذرتين بزواج من الإلكترونات في حين تشارك الذرة الأخرى بفلك فارغ؛ إذ يندمج زوج إلكترونات الذرة الأولى مع الفلك الفارغ من الذرة الثانية وتنشأ رابطة بين الذرتين تسمى الرابطة التناسقية **Coordinate Bond**، ومثال ذلك تكوين أيون الأمونيوم (NH₄⁺)، الذي ينتج من تفاعل محلول الأمونيا NH₃ مع حمض الهيدروكلوريك HCl، كما في المعادلة

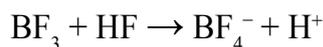


الشكل (3): تكوين الرابطة
التناسقية في أيون الأمونيوم
.NH₄⁺



يُلاحظ من المعادلة أنّ ذرّة النيتروجين في جزيء الأمونيا تمتلك زوجًا من الإلكترونات غير الرابطة، تشارك فيه مع الفلّك الفارغ لأيون الهيدروجين وتنشأ بينهما رابطة تناسقية في أيون الأمونيوم (NH₄⁺)، التي يُشار إليها بسهم صغير في الشكل (3).

ومن الأمثلة أيضًا على مركّبات تكوّن روابط تناسقية مركّب ثلاثي فلوريد البورون (BF₃)، الذي يتفاعل مع حمض الهيدروفلوريك (HF) مكوّنًا الأيون (BF₄⁻)، كما في المعادلة:

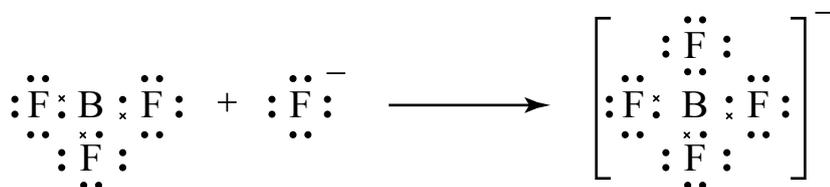


فذرّة البورون في الجزيء BF₃ تُكوّن ثلاث روابط تساهمية مع ثلاث ذرّات من الفلور، وفي الوقت نفسه تمتلك فلّكًا فارغًا تشارك به مع زوج من الإلكترونات غير الرابطة في أيون الفلوريد (F⁻)، وتنشأ بينهما رابطة تناسقية في الأيون (BF₄⁻)، كما في الشكل (4).

✓ **أتحقّق:** ارسم تركيب لويس لكلّ من الجزيئات الآتية، وأحدّد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة في ذرّتها المركزيّة:



الشكل (4): تكوين الرابطة
التناسقية في الأيون BF₄⁻.



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 بعضاً؛ ليتخذ الجزيء شكلاً فراغياً يكون فيه التنافر بين أزواج الإلكترونات أقل ما يمكن؛ ما يجعل الجزيء أكثر ثباتاً واستقراراً.

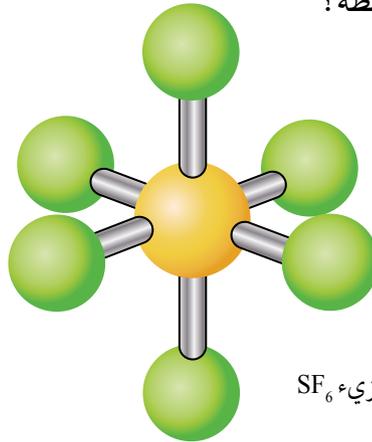
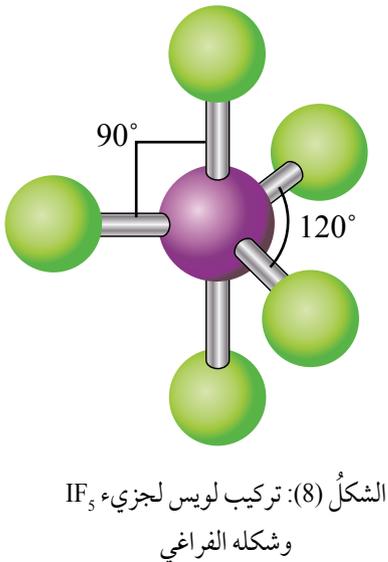
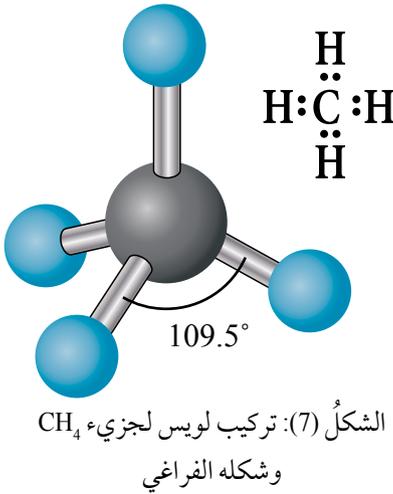
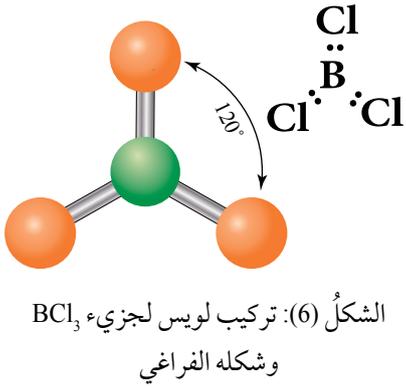
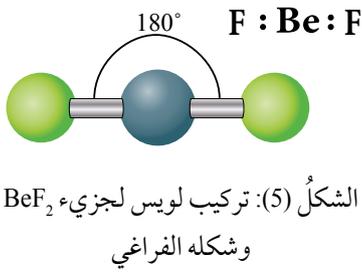
يسهم الشكل الفراغي للجزيء في تحديد الكثير من خصائصه الفيزيائية والكيميائية. فكيف يُحدّد الشكل الفراغي للجزيء؟ وكيف تتوزع أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية في الجزيئات المختلفة؟

اقترح الكيميائيون نظريّة عُرفت بنظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ (VSEPR)، التي يمكن من خلالها التنبؤ بأشكال الجزيئات؛ فهي تفترض أنّ أزواج إلكترونات التكافؤ تترتب حول كلّ ذرة بحيث تكون أبعد ما يمكن ليكون التنافر فيما بينها أقل ما يمكن، وبهذا يمكن تحديد مقدار الزاوية بين الروابط في الجزيء، وتوقع شكله الفراغي. ويبين الجدول (4) ترتيب أعداد 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 أعداد مختلفة من أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية ومقدار الزاوية بين الروابط والشكل المتوقع

اسم الشكل	الزاوية بين الروابط	ترتيب أزواج الإلكترونات	عدد أزواج الإلكترونات الرابطة	عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة
خطي	180°		زوجان	لا يوجد
مثلث مستو	120°		ثلاثة أزواج	لا يوجد
رباعي الأوجه منتظم	109.5°		أربعة أزواج	لا يوجد
هرم ثنائي مثلث	90° و 120°		خمسة أزواج	لا يوجد
ثماني السطوح	90°		سته أزواج	لا يوجد
منحن	104.5°		زوجان	زوجان
هرم ثلاثي	107°		ثلاثة أزواج	زوج واحد



الشكل (9): تركيب لويس لجزيء SF_6 وشكله الفراغي

يتضح من الجدول أنه عند وجود زوجين من الإلكترونات الرابطة فإنهما سيترتبان على جانبي الذرة المركزية ليكون التنافر بينهما أقل ما يمكن، وتكون الزاوية بينهما (180°) ، وينتج عن ذلك شكل خطي **Linear** للجزيء، ومثال ذلك جزيء (BeF_2) . لاحظ الشكل (5).

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

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

وفي حال وجود خمسة أزواج من الإلكترونات الرابطة حول الذرة المركزية فإنها تتوزع باتجاه رؤوس **هرم ثنائي مثلث Bipyramidal**، وتكون الزاوية بين الروابط $(90^\circ, 120^\circ)$ ، كما في المركب (IF_5) . لاحظ الشكل (8).

وإذا أحيطت الذرة المركزية بستة أزواج من الإلكترونات فإنها تتوزع باتجاه رؤوس **ثمانى السطوح Octahedral**، وتكون الزاوية بين الروابط (90°) ، كما في الجزيء (SF_6) . لاحظ الشكل (9).

تلاحظ في الأمثلة السابقة أن جميع الذرات المركزية تكون روابط أحادية وأنها لا تمتلك أزواج إلكترونات غير رابطة، فماذا لو ارتبطت الذرات بروابط ثنائية أو ثلاثية، فهل يختلف الشكل الفراغي للجزيء؟ وهل يختلف مقدار الزاوية بين الروابط إذا امتلكت الذرة المركزية أزواج إلكترونات غير رابطة؟

اسم الجزيء	تركيب لويس	الشكل الفراغي	اسم الشكل
جزيئات لا تمتلك ذرتها المركزية أزواج إلكترونات غير رابطة وتكون روابط ثنائية أو ثلاثية			
ثاني أكسيد الكربون	$\text{:O}::\text{C}::\text{O:}$	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$ (زاوية 180°)	خطي
الإيثين	$\text{H}:\text{C}::\text{C}:\text{H}$ $\text{H} \quad \text{H}$	$\text{H}-\text{C}=\text{C}-\text{H}$ (زاوية 120°)	مثلث مستو حول كل ذرة كربون
سيانيد الهيدروجين	$\text{H}:\text{C}::\text{N:}$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$ (زاوية 180°)	خطي
جزيئات تكون روابط أحادية وتمتلك ذرتها المركزية أزواج إلكترونات غير رابطة			
الأمونيا	$\text{H}:\text{N}:\text{H}$ H	$\text{H}-\text{N}-\text{H}$ (زاوية 107°)	هرم ثلاثي
الماء	$\text{H}:\text{O}:\text{H}$	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$ (زاوية 104.5°)	منحنٍ

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

الربط بالتكنولوجيا

تحليل رامان الطيفي Raman Spectroscopy

يستخدم هذا التحليل لتعرف تركيب المادة وخصائصها، وهو يعتمد على قدرة جزيئات المادة على تشتيت 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 خطّ عمليات الإنتاج لمراقبة عمليات البلورة والكشف عن آليات التفاعل وسماته الحركية. وهناك أنواع متعددة من الأجهزة الحديثة التي تعمل على تحليل رامان الطيفي في مجالات متنوعة، مثل الصناعات الدوائية والصناعات الغذائية والأنظمة البصرية وغيرها.



وبالنظر إلى جزيء الإيثين (C_2H_4) تجد أن ذرتي الكربون ترتبطان برابطة ثنائية؛ أي أن هناك زوجين من الإلكترونات المشتركة بينهما، وزوجين مشتركين مع ذرتي الهيدروجين، وبهذا تترتب هذه الأزواج باتجاه رؤوس مثلث مستوٍ حول كل ذرة كربون، وتكون الزاوية بين الروابط (120°)؛ أي أن الشكل الفراغي للجزيء 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، وزوجًا من الإلكترونات المشتركة مع ذرة الهيدروجين، تترتب على جانبي ذرة الكربون المركزية بزواوية (180°)، ويكون الشكل الناتج لجزيء (HCN) خطيًا.

تمتلك الذرات المركزية في بعض الجزيئات أزواجًا من الإلكترونات غير الرابطة، تتنافر بقوة 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.

فمثلًا، تُحاط 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 رابطة، ويتنافر مع أزواج الإلكترونات الرابطة بقوة 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 هرمًا ثلاثيًا **Pyramidal**. لاحظ الشكل (10).

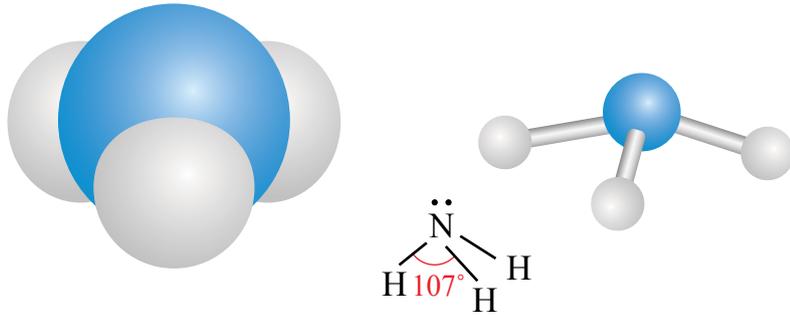
أفكر: يحقّق الأكسجين في مركباته قاعدة الثمانية، فما الشكل المتوقع لجزيء الأوزون O_3 ، وكيف تترتب أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية؟

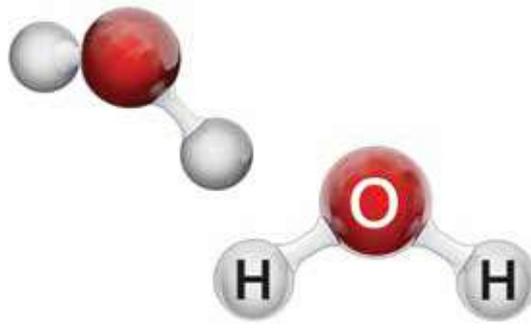
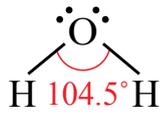


استخدم برنامج

صانع الأفلام (Dreem Waver)، وصمّم فلماً تشرح فيه نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ وأشكال الجزيئات، ثمّ اعرضه أمام زملائك، أو شاركهم به باستخدام مواقع التواصل الاجتماعي (واتس أب) أو موقع المدرسة على (الفييس بوك).

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





الشكل (11): الشكل الفراغي لجزيء الماء.

بينما تُحاطُ ذرَّةُ الأوكسجين في جزيء الماء (H_2O) بزوجين من الإلكترونات غير الرابطة يتنافرا في ما بينهما بقوة أكبر من التنافر بين زوجي الإلكترونات الرابطة، فيضغطا عليهما وتقلُّ الزاوية بين الرابطين لتصبح (104.5°)، ويكون الشكل الفراغي لجزيء الماء **منحنياً Bent** لاحظ الشكل (11).

✓ **أتحقَّق:** قارن بين الجزيئات الآتية من حيث الشكل الفراغي ومقدار الزاوية بين الروابط:



التجربة 1

أزواج الإلكترونات والأشكال الفراغية للجزيئات

المواد والأدوات:

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

إرشادات السلامة:

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

خطوات العمل:

- 1- **أصمِّم:** بالرجوع إلى جدول أشكال الجزيئات، أختار عدداً مناسباً من الكرات مختلفة الحجم وعداداً مناسباً من الوصلات، وأصمِّم شكلاً بنائياً لجزيء الإيثان (C_2H_6)، ثمَّ أرسم الشكل الناتج.
- 2- **أقيس** مقدار الزاوية بين الوصلات، ثمَّ أسجِّلها.
- 3- **أسجِّل البيانات**، أدوّن عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة.

التحليل والاستنتاج:

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



أبحثُ: أرجع إلى مواقع إلكترونية مناسبة عبر شبكة الإنترنت، وأبحثُ عن توزيع أزواج الإلكترونات حول الذرات في كلِّ من: (PO_4^{3-} , SO_3 , NO_2) والأشكال الفراغية لكلِّ منها، وأكتبُ تقريرًا بذلك، أو أصمِّمُ عرضًا تقديميًا حول الموضوع، وأناقشُهُ مع زملائي ومعلمي.

مراجعةُ الدرس

- 1 - الفكرةُ الرئيسةُ: أوضِّحْ سببَ اختلاف الأشكال الفراغية للجزيئات.
- 2 - أوضِّحْ المقصودَ بكلِّ من: مستوى التكافؤ، الرابطة التناسقية، أزواج الإلكترونات غير الرابطة، نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ.
- 3 - أرسمُ تركيبَ لويس والأشكال الفراغية لكلِّ من الآتية:
 - أ . ثنائي فلوريد الأوكسجين OF_2 .
 - ب . رباعي كلورو ميثان CCl_4 .
 - ج . أيون الهيدرونيوم H_3O^+ .
- 4 - أفسِّرُ:
 - أ . اختلاف مقدار الزاوية بين الروابط في الجزيئات (CH_4 , NH_3 , H_2O)، رغم أنَّ الذرةَ المركزيةَ في كلِّ منها تُحاط بأربعة أزواج من الإلكترونات.
 - ب . لجزيءٍ ثاني أكسيد الكربون CO_2 شكلٌ خطِّي، بينما لجزيءِ الماء H_2O شكلٌ مُنحَنٍ.
- 5 - عنصران افتراضيان (X , Y)، يرتبطُ كلُّ منهما معَ الهيدروجين مكونًا الصيغة (YH_3 , XH_3). أجب عن الأسئلة الآتية:
 - أ . اكتبُ تركيبَ لويس لكلِّ منهما.
 - ب . ارسمِ الشكلَ الفراغيَّ لكلِّ منهما.
 - ج . ما مقدارُ الزاوية بين الروابط في كلِّ منهما؟
 - د . أيُّ الجزيئين يمتلكُ أزواجَ إلكترونات غير رابطة؟

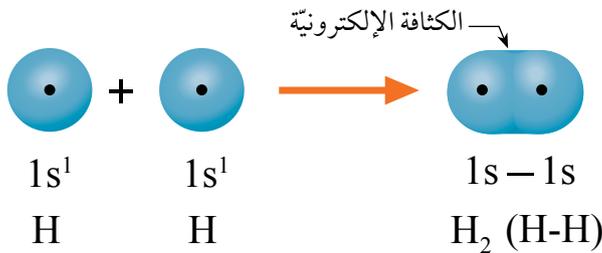


نظرية رابطة التكافؤ Valence Bond Theory

فسّرت نظرية تنافر أزواج الإلكترونات تكوين الروابط بين الذرات المختلفة في الجزيء والزوايا فيما بينها، وتمكّنت من التنبؤ بأشكال الجزيئات، إلا أنها لم توضح كيفية توزع الإلكترونات في الأفلاك وفق النظرية الميكانيكية الموجية؛ 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 أهم الأفكار الأساسية التي تضمّنتها نظرية رابطة التكافؤ.

تداخل أفلاك مستوى التكافؤ Valence Orbitals Overlap

تبين نظرية رابطة التكافؤ أنه عند تكوين رابطة بين ذرتين يتداخل فلك تكافؤ إحداهما مع فلك تكافؤ الأخرى في المنطقة الفراغية المحيطة بكل منهما، وهي منطقة لا تتسع لأكثر من إلكترونين، ويتحرك الإلكترونان حول كل من الذرتين، وينجذبان نحو نواتيهما في الوقت نفسه. يطلق على هذه المنطقة **الكثافة الإلكترونية Electronic Density**، وهي منطقة بين الذرتين يتركز فيها وجود إلكترونات الرابطة. فمثلاً، عند ارتباط ذرتي هيدروجين لتكوين جزيء (H_2) ، نجد أن كل ذرة هيدروجين تمتلك إلكترونًا واحدًا في الفلك (1s) ذي الشكل الكروي، وعند اقتراب الذرتين من بعضهما يتداخل فلكا مستوى التكافؤ لكل منهما، وينجذب الإلكترونان نحو نواتي الذرتين معًا، وتزداد الكثافة الإلكترونية بينهما على امتداد المحور الواصل بين نواتي الذرتين، وتنجذب نحوها كل من الذرتين، وتنشأ الرابطة التساهمية من النوع سيجما، كما في الشكل (12).



الفكرة الرئيسة:

تنشأ الرابطة المشتركة نتيجة تداخل أفلاك التكافؤ نصف الممتلئة بالإلكترونات، ليصبح الفلك المتداخل ممتلئًا ويحتوي على إلكترونين.

نتائج التعلم:

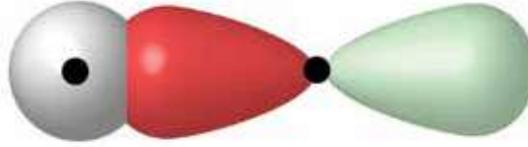
- أوضح مفهوم التهجين والأفلاك المهجنة.
- أميز بين الرابطة سيجما والرابطة باي.
- أتوصل إلى تحديد قطبية الجزيء.

المفاهيم والمصطلحات:

نظرية رابطة التكافؤ	Valence Bond Theory
الكثافة الإلكترونية	Electronic Density
التهجين	Hybridization
الأفلاك المهجنة	Hybrid Orbitals
قطبية الجزيئات	Polarity of Molecules
العزم القطبي	Dipole Moment

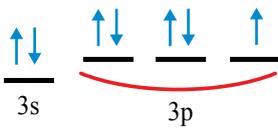
الشكل (12): تداخل فلكين s وتكوين الرابطة في جزيء H_2 .

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



أما عند ارتباط ذرة الهيدروجين مع ذرة الكلور لتكوين الجزيء (HCl)، فيتداخل 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)، وينجذب الإلكترونان في منطقة التداخل نحو نواتي الذرتين في الوقت نفسه، فتجذب الذرتان نحو منطقة التداخل (الكثافة الإلكترونية) وتتكون الرابطة التساهمية (H-Cl) من النوع سيجمما.

التركيب الإلكتروني
Cl = [Ne] 3s²3p⁵



توزيع هوند

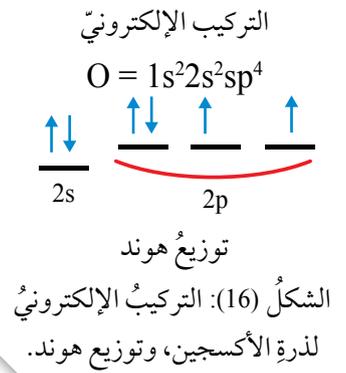
الشكل (14): التركيب الإلكتروني لذرة الكلور، وتوزيع هوند.

وتفسر النظرية أيضاً الرابطة التساهمية في جزيء الكلور (Cl₂)، فالتوزيع الإلكتروني لمستوى تكافؤ ذرة الكلور هو (3s²3p⁵)، وبحسب قاعدة هوند يوجد إلكترون منفرد واحد في أفلاك (3p)، كما يتضح من التركيب الإلكتروني لذرة الكلور في الشكل (14)، وعند ارتباط ذرتي الكلور يتداخل الفلكان (3p) نصف الممتلئين من كلا الذرتين رأسياً على طول المحور الواصل بين نواتي الذرتين؛ حيث تتركز الكثافة الإلكترونية في تلك المنطقة بين الذرتين، وينجذب الإلكترونان نحو نواتي الذرتين، وتنجذب الذرتان نحوهما ونحو بعضهما، وتنشأ نتيجة لذلك الرابطة التساهمية في جزيء (Cl₂). انظر الشكل (15).

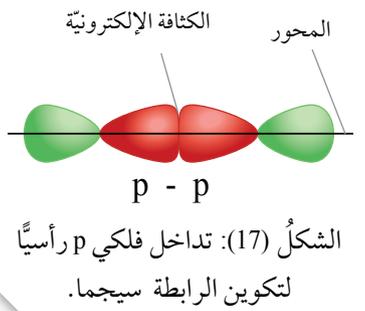
الشكل (15): تداخل فلكين p لتكوين الرابطة Cl-Cl.



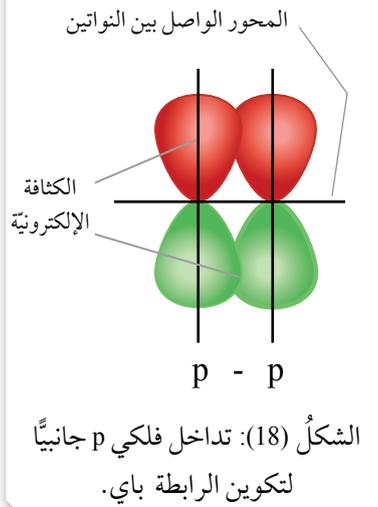
أما في الجزيئات التي تحتوي على روابط ثنائية أو ثلاثية، مثل الأوكسجين (O_2) أو النيتروجين (N_2)، فيحدث نوعان من التداخل بين الأفلاك؛ فمثلاً، جزيء الأوكسجين (O_2) ترتبط فيه ذرتا الأوكسجين برابطة ثنائية، وبالنظر إلى التركيب الإلكتروني لذرة الأوكسجين نجد أن التوزيع الإلكتروني لمستوى التكافؤ هو ($2s^2 2p^4$)، 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 ذرة، كما يأتي:



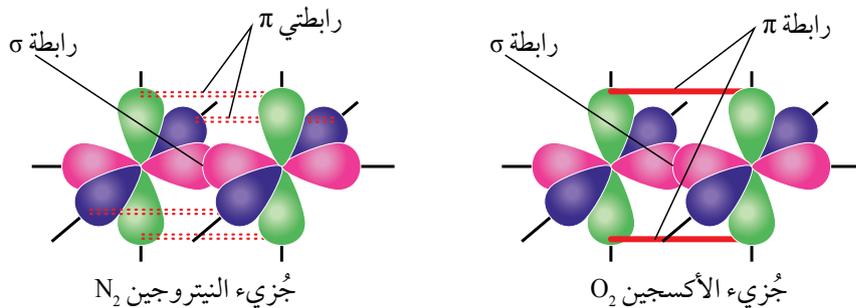
النوع الأول: يتداخل طرفا الفلكين على امتداد المحور الواصل بين الفلكين (P)، وتتركز الكثافة الإلكترونية على امتداد المحور الواصل بين نواتي الذرتين، وتنشأ رابطة تساهمية من النوع سيجما (σ)، كما في الشكل (17). وينطبق ذلك على جميع الروابط التي تنشأ بالطريقة نفسها. النوع الثاني: يتداخل الفلكان (p) المتعامدان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



وهذا يوضح أن إحدى الرابطين الثنائيين في جزيء الأوكسجين (O_2) من النوع سيجما (σ) والثانية من النوع باي (π)، وينطبق ذلك على الرابطة الثلاثية في جزيء النيتروجين (N_2) فنتج الرابطة سيجما (σ) من تداخل أفلاك (p) على المحور الواصل بين نواتي الذرتين، بينما تتكون الرابطين الأخرين من التداخل الجانبي لأفلاك (p)، وتنشأ نتيجة ذلك رابطين من النوع باي (π). ويبين الشكل (19) الروابط سيجما وباي في جزيء الأوكسجين والنيتروجين.



✓ **أتحقق:** أعدد عدد الروابط سيجما (σ) وباي (π) في كل من جزيء النيتروجين (N_2)، وجزيء الإيثين ($CH_2=CH_2$).

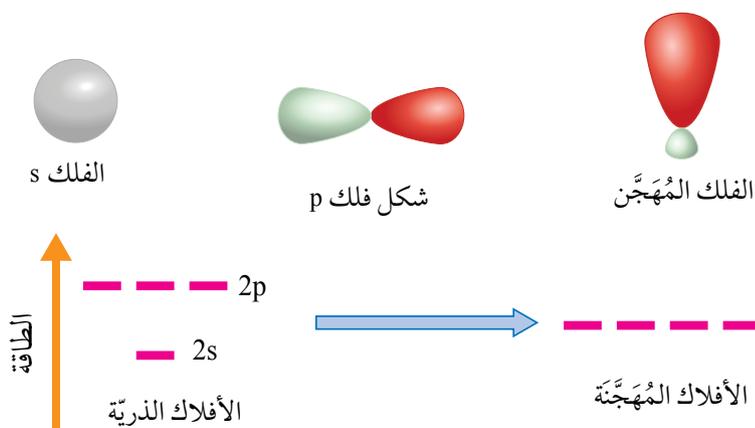


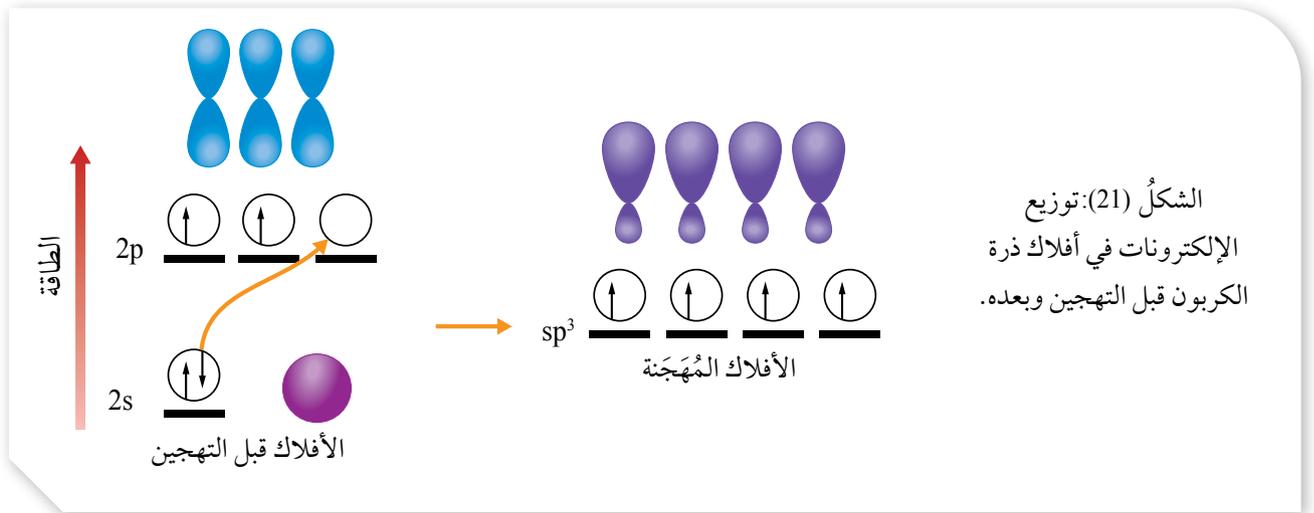
الشكل (19): الروابط سيجما وباي في جزيء الأوكسجين O_2 والنيتروجين N_2 .

التهجين والأفلاك المُهَجَّنة: Hybridization and Hybrid Orbitals

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 للذرة أن تكونها، كما في جزيء الميثان (CH_4)، فبالرجوع 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 ثلاث 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 تناظر 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 لينتج منه أفلاك جديدة تختلف عن الأفلاك الذرية في الشكل والطاقة، تسمى **الأفلاك المُهَجَّنة Hybrid Orbitals**، تشارك في تكوين روابط من النوع سيجما، وبيّن الشكل (20) اختلاف طاقة الأفلاك المُهَجَّنة وشكلها عن الأفلاك الذرية. وستعرّف في ما يأتي أنواع التهجين في العديد من الجزيئات.

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



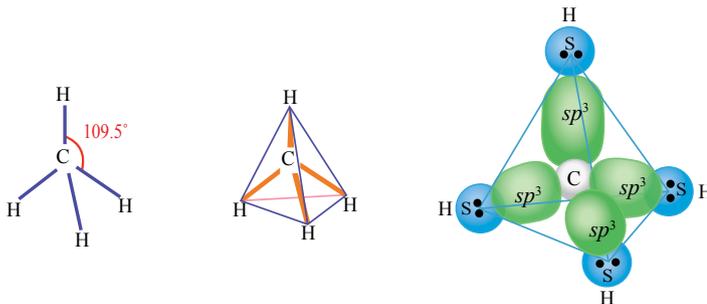


التهجين sp^3

تنتج الأفلاك المُهَجَّنة من اندماج أفلاك ذرية مختلفة في مستوى التكافؤ، ويعتمد نوع التهجين على عدد أزواج الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية، وعدد الأفلاك المُهَجَّنة التي تشارك في تكوين روابط تساهمية من النوع سجما؛ فمثلاً، يشير التركيب الإلكتروني لذرة الكربون، الموضح في الشكل (20)، إلى حدوث تهجين لأفلاك مستوى تكافؤها؛ حيث يندمج الفلك $2s$ مع ثلاثة أفلاك $2p$ لينتج منها أربعة أفلاك مُهَجَّنة متماثلة في الشكل والطاقة، يطلق عليها الأفلاك المُهَجَّنة sp^3 . ويُعاد توزيع إلكترونات التكافؤ على الأفلاك الأربعة لتصبح جميعها نصف ممتلئة بالإلكترونات، ثم يتداخل كل فلك منها مع الفلك $1s$ من ذرة الهيدروجين لتكوين أربع روابط أحادية متماثلة من النوع سيجما، كما يبين الشكل (21).

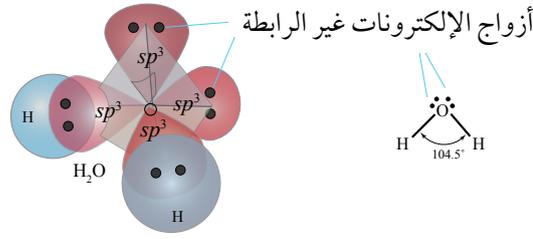
ويفسر ذلك الشكل الفراغي لجزيء (CH_4) ؛ حيث تتوزع أربعة أزواج من الإلكترونات الرابطة باتجاه رؤوس رباعي الأوجه منتظم لتكون الزاوية بين الروابط (109.5°) . انظر الشكل (22).

أفكر: ما الأفلاك التي تستخدمها ذرة السيليكون في تكوين الروابط مع ذرة الكلور في الجزيء $SiCl_4$ ؟



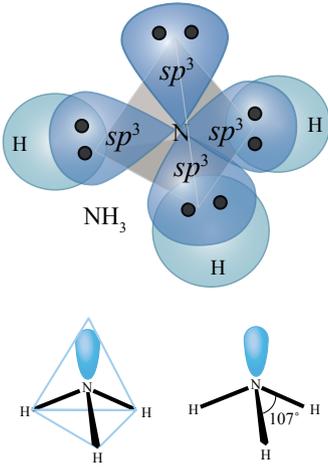
الشكل (22): الشكل الفراغي لجزيء الميثان CH_4 وتوزيع أزواج الإلكترونات الرابطة.

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



• ما أنواع الأفلاك المكوّنة للرابطة (O-H)؟

ويمكن تفسير الروابط في جزيء الماء (H_2O) في ضوء التهجين sp^3 ، فذرة الأكسجين تمتلك إلكترونين منفردين في مستوى التكافؤ في الأفلاك $2p$ ، كما يشير توزيعها الإلكتروني ($2s^2 2p^4$)، وبناءً على هذا يُفترض أن أفلاك $2p$ تشارك في تكوين الرابطة (O-H) والزوايا بين الرابطين في جزيء الماء (90°)، إلا أنها (104.5°) في الواقع، وهي أقرب إلى الزاوية (109.5°) الناتجة من الأفلاك المهجنة sp^3 ، وذلك يفسر أن ذرة الأكسجين تستخدم أفلاكاً مهجنة من النوع sp^3 لتكوين الرابطة (O-H) في جزيء الماء. ونظراً إلى وجود زوجين من الإلكترونات غير الرابطة حول ذرة الأكسجين فإن الشكل الفراغي لجزيء الماء يُشتق من شكل رباعي الأوجه المنتظم ليكون شكلاً منحنياً، كما في الشكل (23).



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

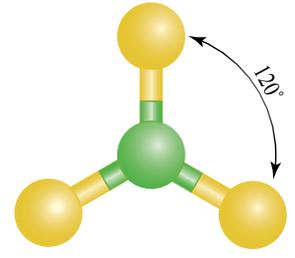
وكذلك فإن الأفلاك المهجنة sp^3 تدخل في تكوين الروابط في جزيء الأمونيا NH_3 ، فمستوى التكافؤ لذرة النيتروجين يحتوي على ثلاثة إلكترونات منفردة في أفلاك $2p$ ، كما يشير توزيعها الإلكتروني ($2s^2 2p^3$)، وهذا يعني أن ذرة النيتروجين تستخدم أفلاك $2p$ الثلاث لتكوين ثلاث روابط مع ذرات الهيدروجين، والزوايا بين الروابط (90°)، إلا أنها (107°) في الواقع، وهي أقرب إلى الزاوية (109.5°) الناتجة من الأفلاك المهجنة sp^3 ؛ ما يعني أن ذرة النيتروجين تستخدم أفلاكاً مهجنة من النوع sp^3 ، وذلك يفسر توزيع ثلاثة أزواج من الإلكترونات الرابطة حول ذرة النيتروجين باتجاه رؤوس هرم ثلاثي، كما يتضح من الشكل (24).

أفكر: ما التهجين المتوقع لذرة
 الفسفور (P) في الجزيء PCl_3 ؟

✓ **أتحقّق:** ما نوع التهجين في الذرات المركزية لكل من الجزيئات
 (OF_2, NF_3) ؟ ما الشكل الفراغي لكل من هذه الجزيئات؟

التهجين sp^2

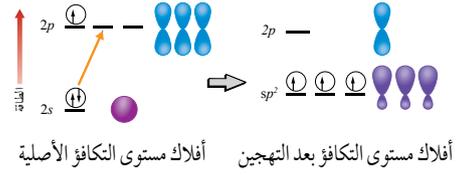
بدراسة الروابط في الجزيء BF_3 ، نجد أن مستوى التكافؤ لذرة البورون (B) يحتوي على إلكترون منفرد واحد في أفلاك $2p$ ، وهذا يعني أن ذرة البورون يمكنها تكوين رابطة واحدة، وفي الواقع أنه يمكنها تكوين ثلاث روابط من النوع سيجما في الجزيء BF_3 ، تكون الزاوية بينها (120°) ويكون شكلها الفراغي مثلثاً مستويًا، انظر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



الشكل (25): الشكل الفراغي لجزيء BF_3 .

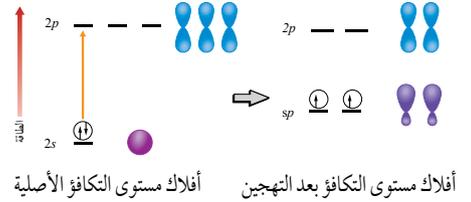
التهجين sp

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



أفلاك مستوى التكافؤ بعد التهجين أفلاك مستوى التكافؤ الأصلية

الشكل (26): توزيع الإلكترونات في أفلاك ذرة البورون قبل التهجين وبعده. أحدد الأفلاك المُندمجة لتكوين التهجين sp^2 في ذرة البورون.



أفلاك مستوى التكافؤ بعد التهجين أفلاك مستوى التكافؤ الأصلية

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

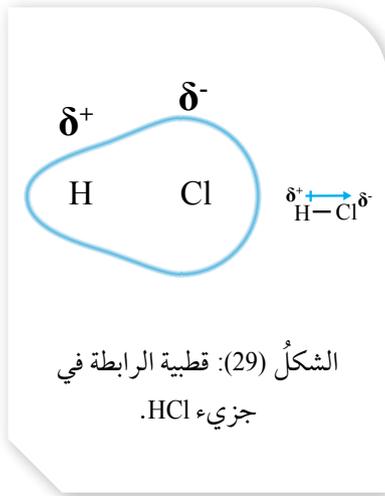
✓ **أتحقّق:** ما نوع الأفلاك المُهجنّة التي تستخدمها الذرات المركزية في كلٍّ من الجزيئات ($BeCl_2$, BH_3)؟



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

قطبية الجزيئات Polarity of Molecules

تنشأ الرابطة التساهمية نتيجة تشارك ذرتين بزواج واحد من الإلكترونات على الأقل، يطلق عليه زوج الإلكترونات الرابطة، ينجذب نحو نوّاتي الذرتين في الوقت نفسه؛ فمثلاً، يكون انجذاب زوج الإلكترونات المشترك بين ذرتي الكلور في الجزيء Cl_2 متساوياً؛ وذلك أن قدرة هاتين الذرتين على جذب إلكترونات الرابطة متساوية (لها السالبية الكهربائية نفسها)، أما في جزيء كلوريد الهيدروجين HCl فإن زوج الإلكترونات ينجذب نحو ذرة الكلور الأكثر سالبية كهربائية أكثر من انجذابه نحو ذرة الهيدروجين، وبذلك يُزاح نحو ذرة الكلور وتزداد الكثافة الإلكترونية حولها وتظهر عليها شحنة جزئية سالبة (δ^-)، أما ذرة الهيدروجين فتقل الكثافة الكهربائية حولها؛ لذلك تظهر عليها شحنة جزئية موجبة (δ^+)، ويبدو حينئذ أن للرابطة قطبين؛ أحدهما سالب والآخر موجب، وتوصف بأنها رابطة قطبية، كما في الشكل (29).



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

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

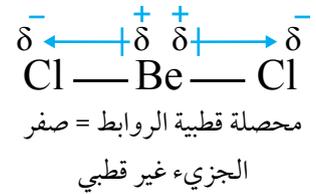
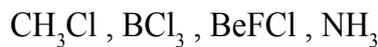
ويتوقف وجود عزم قطبي للجزيئات متعددة الذرات على الشكل الفراغي للجزيء، إضافة إلى قطبية روابطه، التي يمكن التعامل معها كقوى متجهة (ذات مقدار واتجاه)، فإذا كانت رابطة تساوي قطبية الأخرى وتعاكسها فإن إحداهما تلغي الأخرى وتساوي المحصلة حينئذ صفرًا؛ أي أن العزم القطبي للجزيء يساوي صفرًا، ويكون الجزيء غير قطبي،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

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

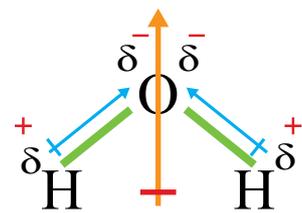
أما جزيء الماء (H_2O) ذو الشكل المنحني، فنجد أن قطبية روابطه لا تلغي بعضها بعضًا، ولا يساوي عزمه القطبي صفرًا، وبهذا يكون قطبيًا. انظر الشكل (31).

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 شرطًا كافيًا ليكون الجزيء قطبيًا. ويبيّن الجدول (7) العلاقة بين الشكل الفراغي للجزيء وقطيته.

✓ **أتحقّق** أيّ الجزيئات الآتية له عزم قطبي:



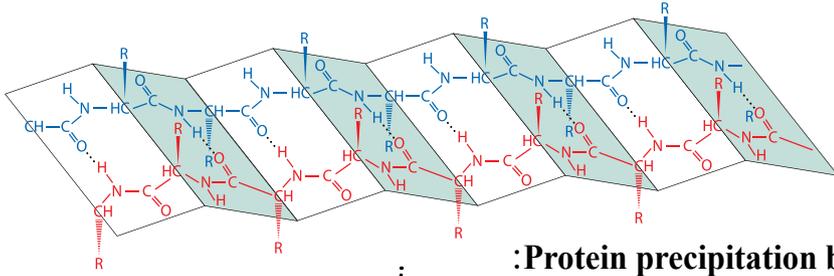
الشكل (30): العزم القطبي لجزيء $BeCl_2$.



الشكل (31): العزم القطبي لجزيء H_2O .

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

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



تركيب سلاسل البروتين

ترسيب البروتين بالتمليح : Protein precipitation by salting

تتميز البروتينات باحتوائها على مجموعات قطبية، مثل NH و CO، وعند استخلاصها من الخلايا فإن مجموعاتها القطبية تنجذب نحو جزيئات الماء القطبية وترتبط بها مكونة محلولاً غروباً، ولاستخلاص هذه البروتينات من المحلول تُضاف بعض الأملاح إلى المحلول، مثل كبريتات الأمونيوم $(NH_4)_2SO_4$ ، التي تذوب فيه وتنجذب أيوناتها الناتجة نحو الأطراف القطبية للماء وترتبط بها بدلاً من المجموعات القطبية لسلاسل البروتينات؛ مما يسبب تحرر هذه السلاسل وانجذابها نحو بعضها بعضاً، فتنشأ بينها روابط هيدروجينية وتترسب بسبب زيادة كتلتها المولية؛ وبهذا يجري عزل البروتينات وترسيبها.

أثر أزواج الإلكترونات غير الرابطة في قطبية الجزيء

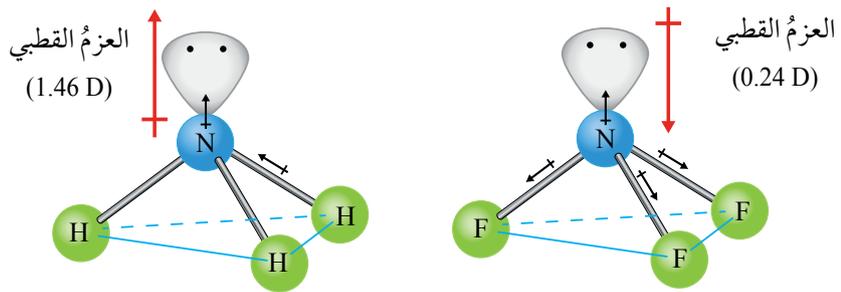
تمتلك بعض الجزيئات أزواج إلكترونات غير رابطة تحيط بذرة الجزيء المركزية، مثل NH_3 ، يتولد لها عزم قطبي صغير نسبياً يتجه بعيداً عن النواة؛ ما يؤدي إلى زيادة عزم الجزيء القطبي أو التقليل منه، وذلك تبعاً لاتجاه قطبية الروابط في الجزيء، كما يتضح من الشكل (32)، الذي يبين اتجاهات العزوم القطبية في كل من الجزيئين (NH_3, NF_3) .

✓ **أتحقق أفسر:** العزم القطبي لجزيء الماء (H_2O) أكبر من العزم القطبي للجزيء (OF_2) .

أبحث: أراجع إلى مواقع إلكترونية مناسبة عبر شبكة الإنترنت، وأبحث عن قطبية الجزيئات $NOCl, NO_2, SO_2$ ، وأكتب تقريراً بذلك، أو أصمم عرضاً تقديمياً حول الموضوع، ثم أناقشه مع زملائي ومعلمي.

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

أفسر: العزم القطبي للجزيء NH_3 أكبر من العزم القطبي للجزيء NF_3 .



التجربة 2

الأشكال الفراغية للجزيئات وقطبيتها

المواد والأدوات:

لوح من الكرتون الأبيض، أقلام تخطيط ملوَّنة، مسطرة (1m)، مقصّ، مشرط، لاصق، ورق مصقول ملون.

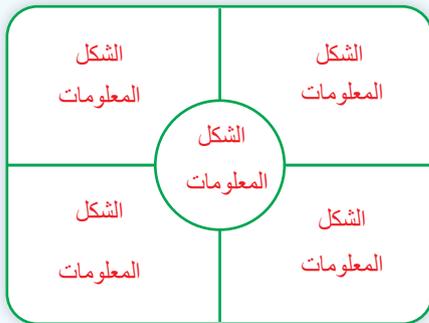
إرشادات السلامة:

- أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- تعامل مع المقصّ والمشرط بحذر شديد.

خطوات العمل:

1- **أصمّم** جدولاً على ورقة (A4) يتضمّن معلومات عن أشكال الجزيئات المختلفة، كما يأتي:

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



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

3- استخدم الورق الملون لتصميم أشكال الأفلاك المكوّنة للروابط في الجزيئات (الأمثلة المذكورة)، ثمّ أصفّه في المكان المخصّص على اللوحة.

4- أدوّن المعلومات المتعلقة بالشكل في المكان المخصّص له.

5- أعلّق اللوحة في مكان ظاهر في غرفة المختبر، وأشارك زملائي المعلومات المتعلقة بالتهجين وأشكال الجزيئات.

التحليل والاستنتاج:

1- أحدّد أشكال الجزيئات التي تكون دائماً قطبية.

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

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

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

مراجعة الدرس

- 1 - الفكرة الرئيسية: أوضِّحُ مبررات نظرية التهجين.
- 2 - أوضِّحُ المقصودَ بكلِّ من: التهجين، العزم القطبي.
- 3 - أبرر استخدامَ ذرَّة الأوكسجين في جزيء الماء أفلاكاً مُهَجَّنة مِن النوع sp^3 .
- 4 - أفسِّرُ: الجزيء NF_3 قطبي بينما الجزيء BF_3 غير قطبي.
- 5 - إذا علمتُ أنَّ عنصرين (X, Y) يرتبطُ كلُّ منهما معَ الهيدروجين مكوناً الصيغة (YH_2, XH_2)، فأجيبُ عن الأسئلة الآتية:
 - أ . أكتبُ تركيبَ لويس لكلِّ منهما.
 - ب . أرسمُ شكلَ كلِّ منهما الفراغي.
 - جـ . أحددُ نوعَ التهجين الذي تستخدمُهُ أفلاكُ الذرَّة المركزية في كلِّ منهما.
 - د . أفسِّرُ استخدامَ الذرَّة (X) للأفلاك المُهَجَّنة في تكوين الروابط.
 - هـ . أحددُ الجزيء الذي له عزمٌ قطبي.
- 6 - يُستخدمُ الأستيلين في قصِّ الفلزات ولحامها في ورشاتِ تصليحِ هياكل السيارات. أدرسُ جزيءَ الأستيلين ($CH \equiv CH$)، ثمَّ أجيبُ عن الأسئلة الآتية:
 - أ . أتوقَّعُ نوعَ التهجين الذي تستخدمُهُ كلُّ من ذرتي الكربون في الجزيء.
 - ب . أحددُ عددَ الروابط سيجما وباي في الجزيء.
 - جـ . أسمُّ الأفلاك التي تستخدمُها ذرَّة الكربون في تكوين كلِّ من الروابط الآتية:
($C \equiv C$), ($C-H$)



أنواع قوى التجاذب بين الجزيئات

Types of Attraction Forces between Molecules

تنشأ بين جسيمات المادة المتجاورة (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 فيزيائية إلى أخرى؛ فمثلاً، تكون هذه القوى ضعيفة جداً بين جزيئات الغاز؛ ما يفسِّر قدرته على الانتشار والتدفُّق بسهولة، وفي المواد السائلة تكون قوى التجاذب بين جسيماتها قوية بما يكفي لتبقى متماسكة مع بعضها، أمَّا المواد الصلبة فتكون قوى التجاذب بين جسيماتها أكثر قوة ممَّا في المواد السائلة، ويُطلَق على ذلك اسم **القوى بين الجزيئات Intermolecular Forces**، وهي قوى تجاذب تنشأ بين جسيمات المادة نفسها، تختلف طبيعتها عن الروابط الكيميائية التي تنشأ بين الذرات، وعادةً تكون أضعف منها بكثير؛ إذ تعادل قوتها (1-10%) من قوة الرابطة التساهمية.

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

الروابط الهيدروجينية Hydrogen Bonds

تنشأ الرابطة الهيدروجينية بين الجزيئات التي تحتوي على ذرة هيدروجين ترتبط في الجزيء برابطة تساهمية بإحدى الذرات ذات السالبة الكهربية العالية، مثل: الفلور، والأكسجين، والنيتروجين كما في الجزيئات (NH₃, H₂O, HF).

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

الفكرة الرئيسة:

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

نتائج التعلم:

- أتوصل إلى المفاهيم الأساسية المتعلقة بالروابط بين الذرات والجزيئات.
- أتعرف أنواع قوى التجاذب بين الجزيئات.
- أستكشف أثر قوى التجاذب بين الجزيئات في الخصائص الفيزيائية للمواد.

المفاهيم والمصطلحات:

القوى بين الجزيئات

Intermolecular Forces

الروابط الهيدروجينية

Hydrogen Bonds

قوى ثنائية القطب

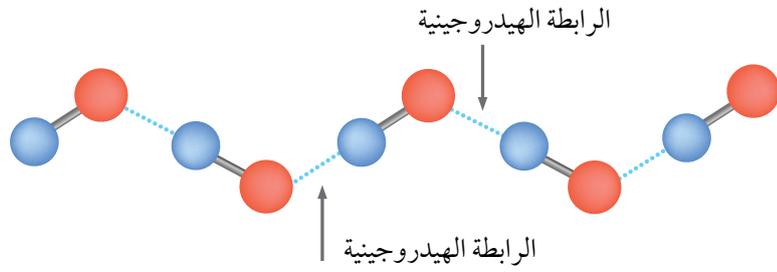
Dipole-Dipole Forces

قوى لندن London Forces

ثنائية القطب اللحظية

Instantaneous Dipole

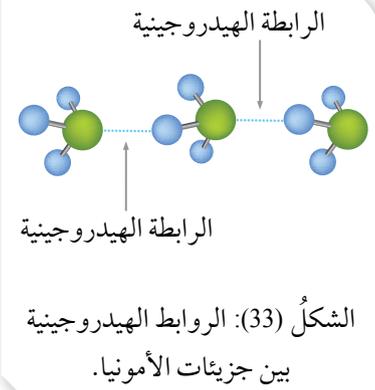
الشكل (32): الروابط الهيدروجينية بين جزيئات فلوريد الهيدروجين.



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

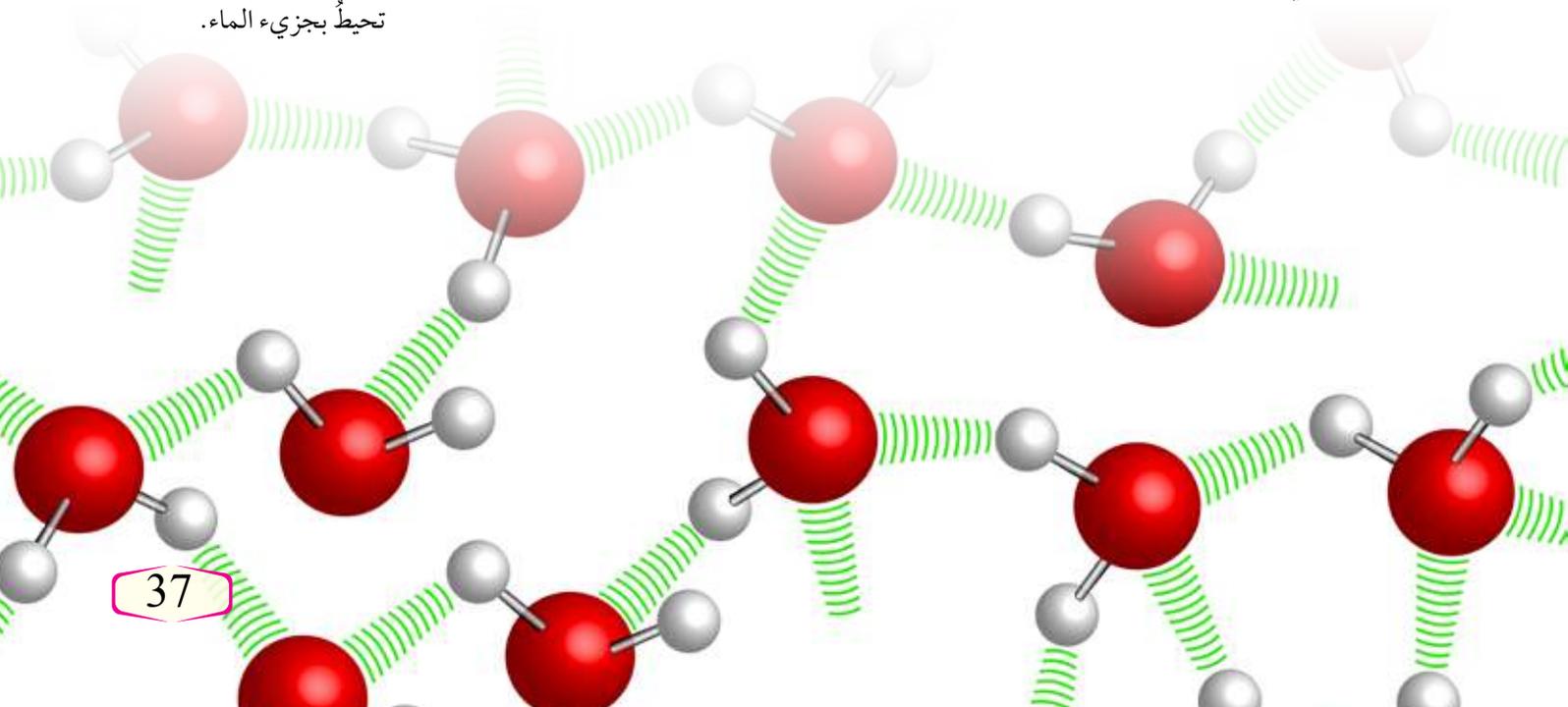
وكذلك تنشأ الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات الأمونيا (NH_3)؛ فذرة الهيدروجين ترتبط بذرة النيتروجين برابطة تساهمية ذات قطبية عالية، وعند اقتراب جزيئات الأمونيا من بعضها فإن ذرة الهيدروجين في الجزيء الأول تنجذب نحو زوج الإلكترونات غير الرابطة لذرة النيتروجين من الجزيء الثاني، وتنشأ بينها رابطة هيدروجينية، كما يتضح في الشكل (33).

أما جزيئات الماء (H_2O)، فيوجد زوجان من الإلكترونات غير الرابطة حول ذرة الأكسجين في الجزيء، وذرتي هيدروجين، يمكن لكل منها تكوين رابطة هيدروجينية مع جزيئات ماء مجاورة، وبناءً على ذلك تنشأ شبكة من الروابط الهيدروجينية وتتخذ جزيئات الماء ترتيباً شبكياً، كما يظهر في الشكل (34).



الشكل (34): الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء.

أحدّد عدد الروابط الهيدروجينية التي تحيط بجزيء الماء.



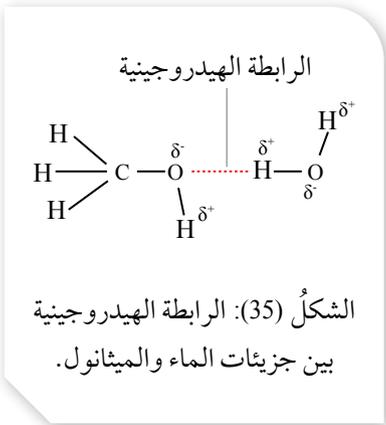
الجدول (8): طاقة الرابطة الهيدروجينية في بعض الجزيئات.

طاقة الرابطة (kJ/mole)	الرابطة الهيدروجينية	المادة
155	F – H.....F	فلوريد الهيدروجين (HF)
21	O – H.....O	الماء (H ₂ O)
13	N – H....N	الأمونيا (NH ₃)

وتعتمد قوّة الرابطة الهيدروجينية على قطبيّة الرابطة التساهمية بين الذرتين في الجزيء وطولها بين جزيئين متجاورين؛ فمثلاً، نجد أنّ قوّة الرابطة الهيدروجينية في الماء أكبر منها في الأمونيا؛ وذلك لأنّ قطبيّة الرابطة (O-H) أكبر من قطبيّة الرابطة (N-H)، وكذلك فإنّ قوّة الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات فلوريد الهيدروجين (HF) أكبر منها بين جزيئات الماء؛ وذلك أنّ قطبيّة الرابطة (H-F) أكبر منها للرابطة (H-O). وتعدّ طاقة الرابطة مقياساً لقوّة الرابطة الهيدروجينية؛ فمثلاً، طاقة الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات فلوريد الهيدروجين (HF) أكبر من مثيلاتها بين كلّ من جزيئات الماء وجزيئات الأمونيا، كما يتّضح من الجدول (8)، وهذا يعني أنّها أكثر قوّة من مثيلاتها في الماء والأمونيا. كما تنشأ الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات مختلفة؛ فمثلاً، عند إذابة الميثانول (CH₃OH) في الماء فإنّ جزيئاته ترتبط بجزيئات الماء برابطة هيدروجينية، كما في الشكل (35).

✓ **أتحقّق** أحدّد، من بين الموادّ الآتية، الموادّ التي ترتبط جزيئاتها بروابط هيدروجينية: CHCl₃ , CH₃OH , HBr , CH₃NH₂

أفكر: رغم أنّ الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات (HF) أقوى منها بين جزيئات الماء فإنّ درجة غليان الماء (H₂O) أعلى من درجة غليان (HF).



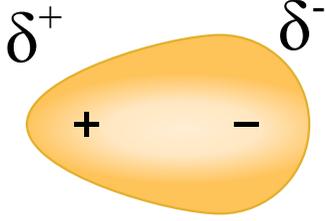
أبحث: أرجع إلى مواقع إلكترونية مناسبة عبر شبكة الإنترنت، وأبحث في دور الرابطة الهيدروجينية في بناء شريط الحمض النوويّ الرايبوزيّ منقوص الأكسجين (Deoxyribonucleic Acid (DNA)، وأكتب تقريراً بذلك، أو أصمّم عرضاً تقديمياً حول الموضوع، ثمّ أناقشه مع زملائي ومعلمي.

القوى ثنائية القطب Dipole-Dipole Forces

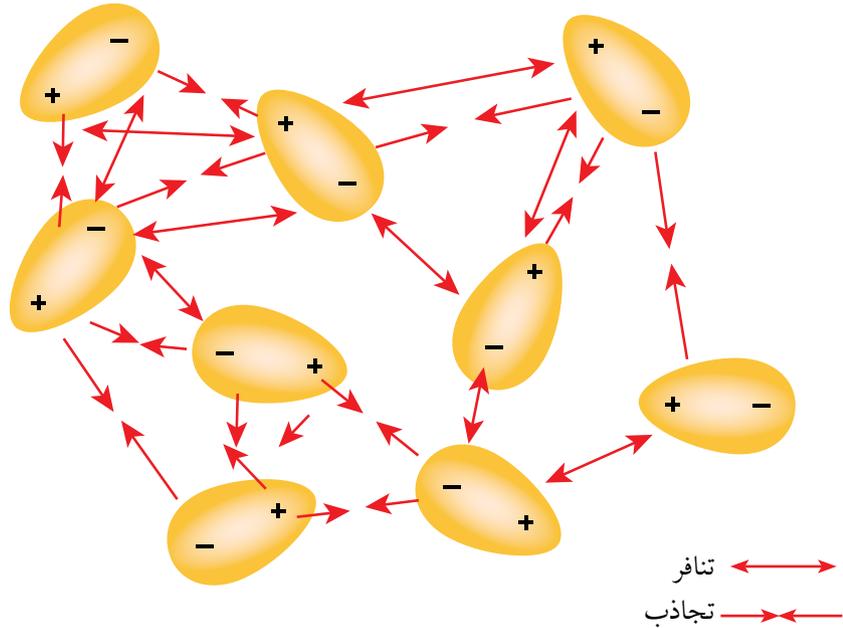
عرفت في ما سبق أنّ للعديد من الجزيئات عزمًا قطبيًا، وتوصف بأنها جزيئات قطبية، وهذا يعني أنّ الكثافة الإلكترونية تتوزع على طرفي الجزيء بشكل غير متجانس، فتظهر على أحد الطرفين شحنةً جزئيةً سالبة بينما تظهر على الطرف الآخر شحنةً جزئيةً موجبة، وتسمى هذه الجزيئات ثنائية القطب. انظر الشكل (36).

ينشأ تجاذبٌ بين الطرف السالب للجزيء والطرف الموجب لجزيء مجاور، وتتكوّن نتيجةً لذلك شبكةٌ من قوى التجاذب بين هذه الجزيئات يُطلقُ عليها قوى ثنائية القطب **Dipole-Dipole Forces**، إضافةً إلى هذه القوى ينشأ تنافرٌ بين الأطراف المتماثلة الشحنة للجزيئات، إلا أنّ ترتيب الجزيئات وقوى التجاذب الناشئة بينها يتغلّب على قوى التنافر؛ ممّا يُبقي الجزيئات متماسكةً ومنجذبة نحو بعضها بعضًا في الحالتين السائلة والصلبة. انظر الشكل (37).

يتضح ممّا سبق أنّ قوى ثنائية القطب تنشأ بين الجزيئات القطبية، مثل HCl , CHCl_3 , BF_2Cl ، ويزداد تأثير هذه القوى بزيادة العزم القطبي للجزيء.



الشكل (36): الجزيء ثنائي القطب.



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



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 أنّ درجة غليان المواد التي ترتبط جزيئاتها بروابط هيدروجينية، بوجه عام، أعلى منها للمواد التي ترتبط جزيئاتها بقوى ثنائية القطب، وهذا يعني أنّ الرابطة الهيدروجينية - بشكل عام - أقوى من قوى ثنائية القطب.

الربط مع الحياة



اللصقات الطبية Medical plasters

يوجد العديد من التطبيقات العملية على القوى بين الجزيئات في المجال الطبي، وتعدّ اللصقات الطبية من أكثرها شيوعاً في الوقت الحالي، ومنها اللصقات الطبية البسيطة المستخدمة في تضميد الجروح، واللصقات الخافضة للآلام الروماتيزمية في الظهر والرقبة، وقد انتشر حديثاً استخدام اللصقات الطبية عبر الجلد، التي تعمل على توصيل جرعات محددة من الدواء، مثل الميثونول والإستروجين والسكوبولامين، إلى مجرى الدم خلال الجلد؛ حيث تُضاف إلى اللصقة موادّ لاصقة كيميائية تتميز بجسماتها بقدرتها على تكوين روابط مختلفة مع الجلد لتثبيتها مدة كافية، وتعالج هذه المواد - عادةً - للتقليل من الآثار الجانبية التي يمكن أن تنشأ عنها.

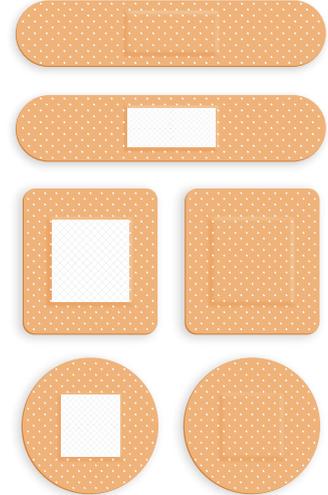


1 - أحدد المواد التي يُتوقع أنّ ترتبط جزيئاتها في الحالة السائلة

بقوى ثنائية القطب: HI , BF₃ , H₂S , CO₂

2 - أرّتب المواد الآتية تصاعدياً حسب درجة غليانها:

NH₃ , CH₃OH , CH₃Cl

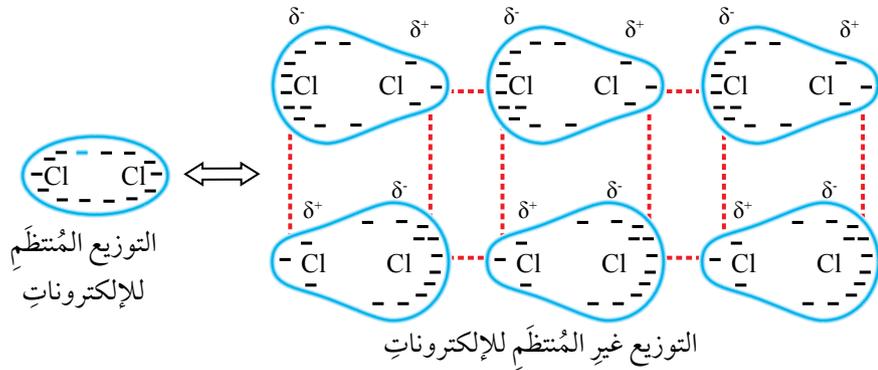


قوى لندن London Forces

يمكنُ 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 خواصً قطبية، وقد تمكّن العالمُ فيرتز لندن Fritz London من دراسة هذه المواد فتوصل إلى وجود قوى تجاذب ضعيفة تربط بين الجزيئات سُميت **بقوى لندن London forces**، وهي قوى تجاذب ضعيفة تنشأ نتيجة الاستقطاب اللحظي للجزيئات أو الذرات.

يحدث الاستقطابُ اللحظي نتيجة توزيع الإلكترونات غير المنتظم في الجزيئات أو الذرات؛ فمثلاً، جزيء الكلور Cl_2 غير قطبي؛ لأن ذرتيه متساويتان في السالبة الكهربائية، وبسبب حركة الإلكترونات المستمرة في الذرة قد يزداد عددُ الإلكترونات في أحد أطراف الجزيء عن الطرف الآخر في لحظة ما، فتزداد الكثافة الإلكترونية في ذلك الطرف ويكتسب شحنةً جزئيةً سالبة (δ^-)، وفي تلك اللحظة تظهر على الطرف الآخر شحنةً جزئيةً موجبة (δ^+)، ويصبح جزيء الكلور (Cl_2) قطبيًا، إلا أنه سرعان ما تعود الإلكترونات إلى حالة التوزيع المنتظم ويفقد الجزيء قطبيته، ولذلك توصفُ قطبية الجزيء بالقطبية اللحظية، التي تؤثر في الجزيئات المجاورة لتنشأ فيها قطبيةً لحظيةً أخرى، وبذلك تنشأ بين جزيئات الكلور قوى تجاذب لحظية كما في الشكل (38)، يُطلق عليها **ثنائية القطب اللحظية Instantaneous Dipole**، أو قوى لندن.

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



وتتكوّن قوى لندن بين جميع الجزيئات والذرات، إلا أنّ تأثيرها يكون أكثر وضوحاً بين الجزيئات غير القطبيّة بسبب عدم وجود قوى تجاذب أخرى بينها، إضافةً إلى الجزيئات غير القطبيّة فإنّ قوى لندن توجد بين ذرات الغاز النيل، مثل الهيليوم والنيون؛ حيث يؤدي توزيع الإلكترونات غير المنتظم إلى نشوء تلك القوى لحظياً بين الذرات. وتعدّ قوى لندن من أضعف أنواع قوى التجاذب؛ إذ تُقدَّر قوتها بنحو (1%) من قوة الرابطة التساهميّة، وتعتمد هذه القوّة بشكل عامّ على عدد الإلكترونات في الجزيء أو كتلتها الموليّة، فتزداد بزيادتها.

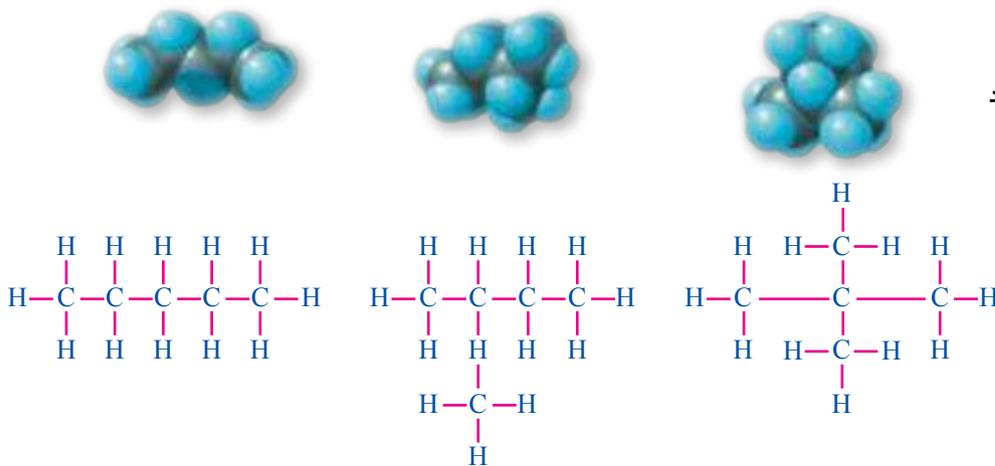
كما تتأثّر قوى لندن بحجم الجزيئات وأشكالها؛ فمثلاً، هناك ثلاثة مركّبات لها الصيغة الجزيئيّة نفسها (C_5H_{12})، ولها الكتلة الموليّة نفسها، إلا أنّها تتفاوت في درجة غليانها وطاقة تبخرها؛ وذلك بسبب اختلاف توزيع ذراتها في الجزيء واختلاف أشكالها، كما يظهر في الشكل (39).

لاحظ أنّ قوى لندن تكوّن في الجزيء الذي له سلسلةً كربونيّة أطول أقوى منها في الجزيء الذي له سلسلةً أقصر؛ وذلك بسبب زيادة فرصة التجاذب على طول السلسلة.



استخدم برنامج

صانع الأفلام (Dreem Waver)، وأصمّم فلماً أشرّح فيه قوى التجاذب بين الجزيئات، ثمّ أعرضه أمام زملائي، أو أشاركهم به باستخدام مواقع التواصل الاجتماعيّ (واتس أب) أو موقع المدرسة على (الفييس بوك).



الشكل (39): تفاوت الخصائص الفيزيائية لعدد من المواد متماثلة الكتلة المولية

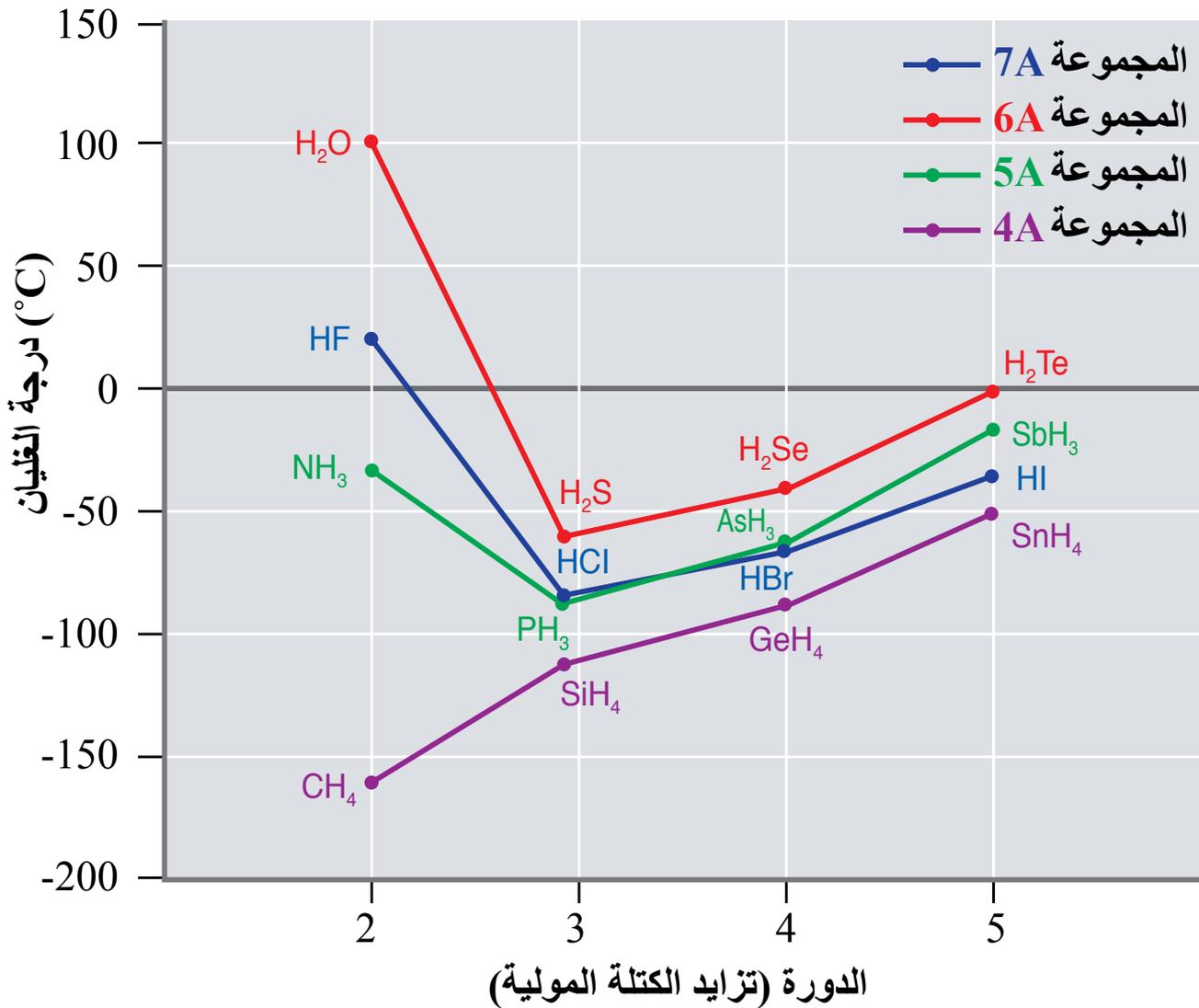
اسم المركب
درجة الغليان
طاقة التبخر

أفكر: درجة غليان المركب SbH_3 أعلى من درجة غليان المركب 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، سواء أكانت الروابط الهيدروجينية أم قوى ثنائية القطب أم قوى لندن، ويبيّن الشكل (40) أثر القوى بين الجزيئات في درجة الغليان لعدد من المواد.

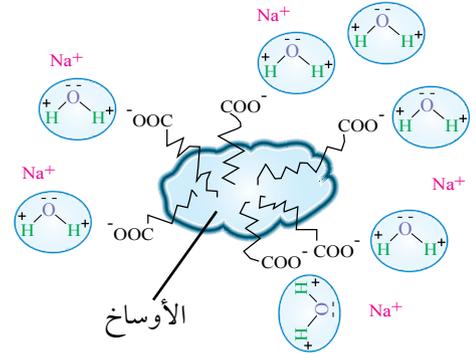
تلاحظ من الشكل أن القوى بين الجزيئات تزداد بزيادة العدد الذري لعناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري وبزيادة الكتلة المولية للمواد التي تكوّنوها هذه العناصر، وذلك يفسّر الزيادة في درجة غليان هذه المواد.





قوى التجاذب وعمل المنظفات الصابونية

يتكوّن الصابون من أملاح دهنية لها الصيغة العامة RCOO^-Na^+ ، وتمتلك طرفاً أيونياً (COO^-Na^+) وطرفاً آخر R ، وهو سلسلة هيدروكربونية طويلة غير قطبية. وعند إضافة الصابون إلى الماء، والملابس المتسخة فإن الطرف الأيوني يتجاذب مع الأطراف المشحونة للماء وتنتشر خلاله، أمّا الطرف الهيدروكربوني غير القطبي R من الصابون فينغمس داخل الأوساخ وينتشر بينها ويتجاذب معها بقوى لندن؛ ممّا 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؛ ممّا يؤدي إلى تخلص الملابس من تلك الأوساخ.



✓ أتحقّق:

1 - أحمّد المواد التي ترتبط جسيماتها بشكل رئيس بقوى لندن



2 - أيها تتوقّع أن يكون له طاقة تبخر أعلى، C_5H_{12} أم C_3H_8 ؟

مبرراً إجابتك.



التجربة 3

قوى التجاذب بين الجزيئات والخصائص الفيزيائية للمواد

المواد والأدوات:

أقلام تخطيط متعدّدة الألوان، مسطرة طويلة (30 cm)، ورق بيانيّ، مصادر تعلّم إلكترونيّة (شبكة الإنترنت).

إرشادات السلامة:

- اتّبع إرشادات السلامة العامّة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

خطوات العمل:

1- باستخدام مراجع مناسبة، أحرّد درجة غليان الموادّ في الجدول، ثمّ أسجّلها.

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

2 أحرّد نوع قوى التجاذب التي تربط جسيمات كلّ من هذه الموادّ، ثمّ أسجّلها.

3 أحرّد الحالة الفيزيائية للموادّ عند درجة حرارة الغرفة، ثمّ أسجّلها.

4 أرسم بيانيّاً العلاقة بين درجة الغليان والكتلة الذريّة لذرات العناصر النبيلة.

5 أرسم بيانيّاً على ورقة الرسم البيانيّ نفسها بلون مختلف العلاقة بين درجة الغليان والكتلة الموليّة للموادّ الأخرى المذكورة في الجدول.

التحليل والاستنتاج:

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

2- أفسّر ارتفاع درجة غليان الماء مقارنةً مع باقي المركّبات في الجدول، رغم أنّها مركّبات لعناصر المجموعة السادسة.

3- استنتج العلاقة بين الكتلة الموليّة أو الذريّة للمادّة ودرجة غليان المادّة نفسها، وعلاقة ذلك كلّ بقوى التجاذب.

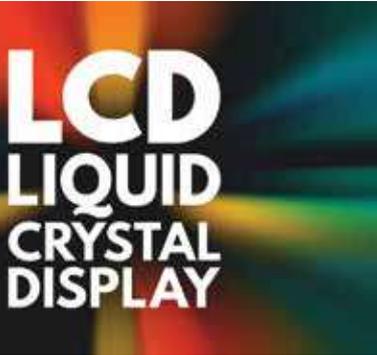
مراجعةُ الدرس

- 1 - الفكرةُ الرئيسةُ: أَوْضِّحْ سببَ اختلافِ الموادِ في خصائصها الفيزيائية.
 - 2 - أَوْضِّحْ المقصودَ بكلِّ من: الرابطةِ الهيدروجينية، قوى لندن.
 - 3 أَوْضِّحْ، معَ الرَّسْمِ، تَكوُّنَ ثنائيِّ القطبِ اللحظيِّ بين ذرَّاتِ الهيليوم (He).
 - 4 - أفسِّرْ:
- أ . درجةُ غليانِ المركَّبِ HOCH₂CH₂OH أعلى من درجة غليانِ المركَّبِ CH₃CH₂OH.
- ب . تترتَّبُ طاقة التبخر الموليَّةُ لمركَّباتِ عناصر المجموعة الرابعة على النَّحو:
- $$(GeCl_4 > SiCl_4 > CCl_4)$$
- 5 - أَحَدِّدْ نوعَ قوى التجاذبِ بين جسيماتِ كلِّ من الموادِّ الآتية في الحالة السائلة:
- $$CH_2=CH_2 , SO_2 , CH_3CH_2NH_2 , CH_3OCH_3 , He$$
- 6 - أرْتبُ الموادِّ الآتية تصاعديًّا حَسَبَ تزايدِ قوَّةِ التجاذبِ بين جزيئاتها في الحالة السائلة:
- $$CH_3OH , CH_4 , HCl , C_2H_6$$



تُعدُّ شاشات العرض بأنواعها المختلفة مِنَ التَّقْنِيَّاتِ الحَدِيثَةِ واسعةِ الاستخدامِ من حولنا، مثل شاشات البلّورات السائلة (LCD) (Liquid Crystal Display)، وشاشات الحاسوب المحمول، والساعات الرّقْمِيَّة، وأفران الميكروويف، ومشغلات الأقراص المُدمَجة و...، التي تستخدمُ ما يُعرف بالبلّورات السائلة (Liquid Crystal)، التي يعتمدُ مبدأ عملها على قوى التجاذب بين الجزيئات.

وتتميّز البلّورات السائلة بأنّها تجمعُ بين خصائص المادّتين الصّلبة والسائلة في الوقت نفسه؛ حيث يمكن لجزيئاتها أن تترتّب وتصفّف باتجاهات محدّدة وَفَقَّ حالة استقطابها وتحافظُ على ترتيبها كما في الموادّ الصّلبة، كما يمكنها الانتقال من موقع إلى آخر كما في الموادّ السائلة، فهي أقربُ إلى الموادّ السائلة مِنَ الموادّ الصّلبة؛ وذلك أنّ قوى التجاذب ثنائيّة القطب بين جزيئاتها ضعيفةٌ نسبيّاً؛ ممّا يتطلّب تزويد البلّورة بكميّة قليلة من الطاقة للتغلب عليها وتحرير جزيئاتها، وهذا يسمحُ لها بالانتقال من موقع إلى آخر كما في السوائل الحقيقيّة. وتوجدُ البلّورات السائلة في عدّة أطوار مختلفة تعتمد على درجة الحرارة وطبيعة الموادّ التي تصنع منها. وبوجه عامّ، تتكوّن البلّورات السائلة من جزيئات صلبة ثنائيّة القطب تتأثّر بالمجال الكهربائيّ كما تتأثّر بالضوء، فعند تعرّضها للضوء تترتّب جزيئاتها بطريقة معيّنة وَفَقَّ شدّة الضّوء وفرق الجهد الكهربائيّ المؤثّر فيها؛ ممّا يسمح للضوء بالمرور من خلالها، وَمِنْ ثَمَّ تُعرَضُ الألوان المختلفة بواسطة الاستقطاب، الذي يحدث لجزيئات البلّورة السائلة والهيكل المحدّد لشاشة (LCD).



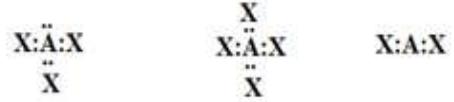
ابحث أرجع إلى مواقع إلكترونيّة مناسبة عبر شبكة الإنترنت، وأبحثُ في مكوّنات شاشات العرض (LCD) وآليّة عملها، وأكتبُ تقريراً بذلك، أو أصمّمُ عرضاً تقديميّاً حول الموضوع، ثمّ أناقشه مع زملائي ومعلّمي.



- أ. أكتب تركيب لويس لكل من المركبين.
 - ب. أحدد العدد الذري لكل من X و Y.
 - ج. أحدد نوع الأفلاك التي تستخدمها كل من الذرتين في تكوين الروابط.
 - د. أرسم الشكل الفراغي لكل من XF_2 و YF_2 ، وأحدد قطبية كل منهما.
 - هـ. أتوقع مقدار الزاوية بين الروابط في كل من المركبين.
6. أرسم الأشكال الفراغية لكل من الجزيئات الآتية، وأبين قطبية كل منها:
 NF_3 , BCl_3 , OCl_2 , CH_2Cl_2 , BeH_2
 7. أفسر:

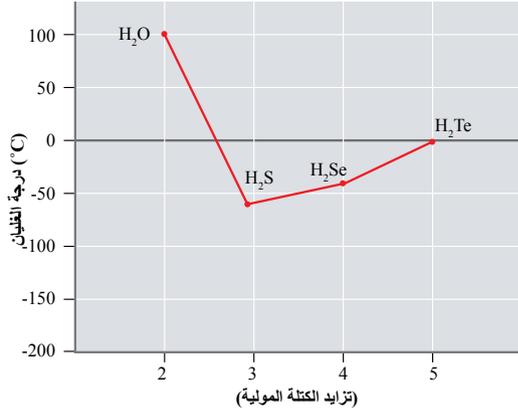
- أ. درجة غليان المركب CH_3CH_2Cl أعلى منها للمركب CH_3CH_3 .
- ب. درجة غليان المركب $NH_2CH_2CH_2NH_2$ أعلى منها للمركب $CH_3CH_2CH_2NH_2$.
- ج. الجزيء $CHCl_3$ قطبي، بينما الجزيء CCl_4 غير قطبي.
- د. الرابطة (B-F) قطبية، بينما الجزيء BF_3 غير قطبي.
- هـ. يذوب الإيثانول C_2H_5OH في الماء، بينما الإيثان C_2H_6 عديم الذوبان.

1. أوضح المقصود بكل من المفاهيم الآتية:
الرابطة التناسقية، الفلك المهجن، قوى التجاذب ثنائية القطب.
2. أتوقع الشكل الفراغي لكل من الجزيئات الآتية، بالاعتماد على تراكيب لويس لكل منها:



3. أقرن بين الجزيئين NH_3 , BH_3 ، من حيث:
عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية،
عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة، نوع التهجين في الذرة المركزية، الشكل الفراغي،
الزاوية بين الروابط، قطبية الجزيئات.
4. أجب عما يأتي في ما يتعلق بالجزيء BeF_2 .
علمًا أن العدد الذري للبيريليوم (4):
أ. أكتب التوزيع الإلكتروني لذرة البيريليوم (Be) قبل التهجين وبعده.
ب. أحدد نوع التهجين في الذرة المركزية Be.
ج. أحدد نوع الأفلاك المكونة للرابطة F - Be.
د. أتوقع مقدار الزاوية بين الروابط (الأفلاك المهجنة) في الجزيء BeF_2 .
هـ. أرسم الشكل البنائي للجزيء وأسمه.
5. عنصران (Y، X) من الدورة الثانية، يكونان مع الفلور الصيغتين (YF_2 ، XF_2) على التوالي.
إذا كان المركب XF_2 يمتلك أزواج إلكترونات غير رابطة، فأجب عن الأسئلة الآتية:





11. يبيِّن الشكل المجاورُ تغيُّرَ درجة غليان بعض مركّبات عناصر المجموعة السادسة وَفَقَّ ترتيبها في الجدول الدوريّ. أدْرُسْها، ثُمَّ أُجِيبْ عَمَّا يَأْتِي:

أ. أُحَدِّدْ نَوْعَ قُوَى التَّجاذِبِ فِي كُلِّ مَرْكَبٍ مِنْهَا.

ب. أُفَسِّرُ الاختلافَ الكَبِيرَ فِي درجة غليان الماء مقارنةً بِباقي مركّبات عناصر المجموعة.

ج. أُفَسِّرُ تزايدَ درجة غليان مركّبات عناصر المجموعة بِزيادةِ رَقْمِ دوريتها في الجدول الدوريّ.

12. اخترِ الإجابةَ الصحيحةَ لكلِّ فقرة في ما يأتي:

(1) العبارةُ غيرُ الصحيحة في ما يتعلّق بالأفلاك المُهَجَّنة، هي:

ب. متماثلةٌ في الشكل

د. متماثلةٌ في السَّعة

أ. متماثلةٌ في الطاقة

ج. متماثلةٌ في الاتِّجاه الفراغيّ

(2) الشكلُ البنائيُّ المرتبطُ بالتهجين sp^2 ، هو:

ج. مثلثٌ مسطّح (د) خطّي

أ. رباعيُّ الأوجه مُنتَظِم

ب. هرمٌ ثلاثيّ

(3) المُرْكَبُ الذي يتَّخَذُ الشكلَ رباعيِّ الأوجه المُنتَظِم في ما يأتي، هو:

د. NF_3

ج. OCl_2

ب. BeF_2

أ. $SiCl_4$

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

د. 9σ و 2π

ج. 8σ و 1π

ب. 9σ و 1π

أ. 8σ و 2π

(5) تتكوَّنُ الرابطةُ (C - H) في جزيء CH_4 من تداخل الأفلاك:

د. $sp^3 - sp^3$

ج. $s - sp^3$

ب. $p - p$

أ. $s - p$

(6) الشكلُ الفراغيُّ الذي يختلف بالأصل عن الأشكال الأخرى بين الآتية:

د. رباعيُّ الأوجه مُنتَظِم

ج. مُنْحَنٍ

ب. مثلثٌ مستوٍ

أ. هرمٌ ثلاثيّ

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

د. NH_3

ج. OCl_2

ب. BH_3

أ. $SiCl_4$

(8) المادَّةُ التي تترابطُ جزيئاتها بقوى الترابط الهيدروجينيّ:

د. CH_3OCH_3

ج. HCl

ب. CH_3OH

أ. CH_3F

(9) الترتيبُ الصحيح للموادِّ الآتية حَسَبَ قُوَى 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) المادَّةُ الأكثرُ ترابطاً في الحالة السائلة من بين الموادِّ الآتية:

د. CH_3OCH_3

ج. NH_3

ب. BF_3

أ. $CHCl_3$

حالات المادة

States Of Matter

الوحدة

2

أَتأمَلُ الصَّوْرَةَ

يرافق البراكينَ مقذوفاتٌ بركانيَّةٌ في حالاتِ المادَّةِ الثلاثِ؛ صُلْبَةٌ تترسَّبُ قريباً من فوهة البركانِ، وسائلةٌ تجري لمسافاتٍ بعيدةٍ ثمَّ تبردُ وتتصلَّبُ، وغازيَّةٌ تنتشرُ وتختلطُ معَ الهواءِ الجويِّ. ما الخصائصُ الفيزيائيَّةُ المميِّزة للمادَّةِ في كلِّ حالةٍ؟ وكيف تُفسَّرُ؟

الفكرة العامة:

تتواجد المادة في حالات فيزيائية ثلاث؛ صلبة وسائلة وغازية، لكل حالة منها خصائص فيزيائية مميزة لها.

الدرس الأول: الحالة الغازية

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

الدرس الثاني: الحالة السائلة

الفكرة الرئيسية: تمتاز السوائل بخصائص محددة تعتمد على قوى التجاذب بين جزيئاتها.

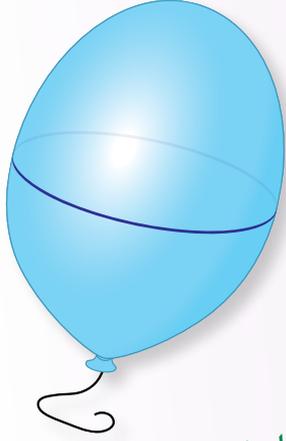
الدرس الثالث: الحالة الصلبة

الفكرة الرئيسية: تُقسّم المواد الصلبة إلى نوعين رئيسيين؛ مواد صلبة بلورية ومواد صلبة غير بلورية، وتُصنّف المواد الصلبة البلورية إلى أربعة أنواع بحسب خصائصها الفيزيائية.



تجربة استهلاكية

العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته عند ثبات الضغط



التحليل والاستنتاج:

- 1- **أصف** التغيير في حجم البالون الذي وُضع في الحمّام الثلجيّ.
- 2- **أصف** التغيير في حجم البالون الذي وُضع في الحمّام المائيّ الساخن.
- 3- **أستنتج** العلاقة بين درجة حرارة الهواء داخل البالون وحجمه عند ثبوت الضغط؟

المواد والأدوات: بالون عدد (2)، قلم تخطيط، متر مصنوع من القماش أو الورق، حمّام ثلجيّ، حمّام مائيّ ساخن.

إرشادات السلامة:

أتبع إرشادات السلامة العامّة في المختبر. أرثدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

خطوات العمل:

- 1 أحضر بالونين وأنفخهما وأربط فوهة كل منها جيداً، ثم أرسم باستخدام القلم دائرة على كلّ منهما، كما في الشكل.
- 2 **أقيس** محيط كلّ منهما، وأسجله.
- 3 أضع أحد البالونين في حمّام ثلجيّ والآخر في حمّام مائيّ 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 ليملاً 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 لتشكّل 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 تشابه الغازات في سلوكها الفيزيائي رغم أنها تتكوّن من جسيمات مختلفة في خصائصها. وقد درس عددٌ من العلماء الخصائص الفيزيائية للغازات وتوصلوا بالتجريب إلى مجموعة من القوانين سُميت قوانين الغازات، وضحّت العلاقة بين متغيرات عدّة تصف سلوك الغاز المحصور، مثل العلاقة بين ضغط الغاز P وحجمه V ودرجة حرارته المطلقة T وعدد مولاته n ، كما استطاع العلماء تفسير خصائص الغازات وسلوكها الفيزيائي من خلال نظرية الحركة الجزيئية.

نظرية الحركة الجزيئية The Kinetic Molecular Theory

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

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

الفكرة الرئيسة:

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

نتائج التعلم:

- أفسّر 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-لوساك

Combined Gas Law القانون الجامع للغازات

Avogadro's Law قانون أفوجادرو

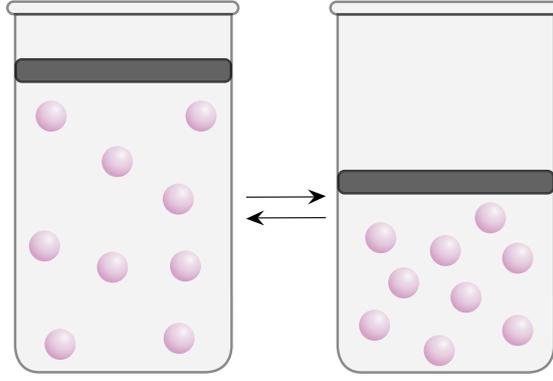
Molar Volume الحجم المولي

Ideal Gas Law قانون الغاز المثالي

Dalton's Law قانون دالتون

Graham's Law قانون جراهام

الشكل (1): قابليّة
الغازات للانضغاط.



بنود نظريّة الحركة الجزيئيّة:

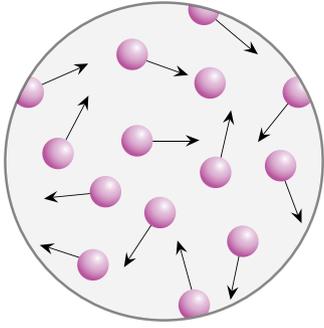
1- تتكوّن الغازات من جسيمات (جزيئات أو ذرات) متناهية في الصّغر (مهملة الحجم) ومتباعدة جدًّا؛ أي بينها فراغات كبيرة؛ ممّا يعني أنّ معظم الحجم الذي يشغله الغاز فراغ.

وهو ما يفسّر الكثافة المنخفضة للغازات مقارنةً بالسوائل والموادّ الصّلبة، كما يفسّر قابليّة الغازات للانضغاط بسهولة، كما في الشكل (1).

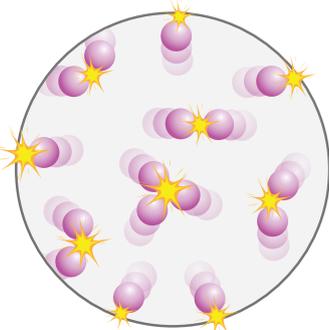
2- تتحرّك جسيمات الغاز حركةً مستمرةً وعشوائيةً وسريعةً بخطّ مستقيم وفي جميع الاتجاهات؛ ممّا يكسبها طاقةً حركيّةً تتغلّب على قوى التجاذب بينها، وهو ما يفسّر انتشار الغازات وتدقّقها. كما في الشكل (2).

3- تتصادم جسيمات الغاز في ما بينها، كما تتصادم مع جدار الإناء الموجودة فيه تصادمًا مرِنًا **Elastic Collision**؛ أي أنّ تبادلًا للطاقة يجري بين الجسيمات المتصادمة، فالطاقة التي يفقدها أحد الجسيمات يكسبها جسيمٌ آخر؛ لذا يبقى مجموع الطاقة الحركيّة التي تمتلكها الجسيمات محفوظًا عند درجة الحرارة نفسها. كما في الشكل (3).

4- قوى التجاذب بين جسيمات الغاز المثاليّ معدومة؛ لذلك لا يمكن إسألته مهما زاد الضغط المؤثّر فيه أو انخفضت درجة حرارته.



الشكل (2): الحركة العشوائية
لجسيمات الغاز.



الشكل (3): التصادمات المرنة
لجسيمات الغاز.

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.

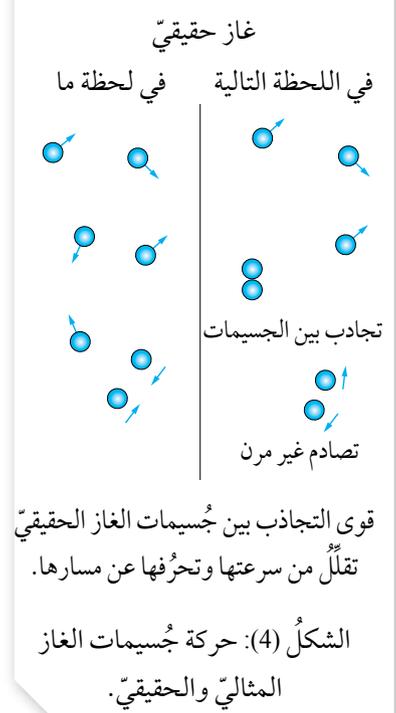
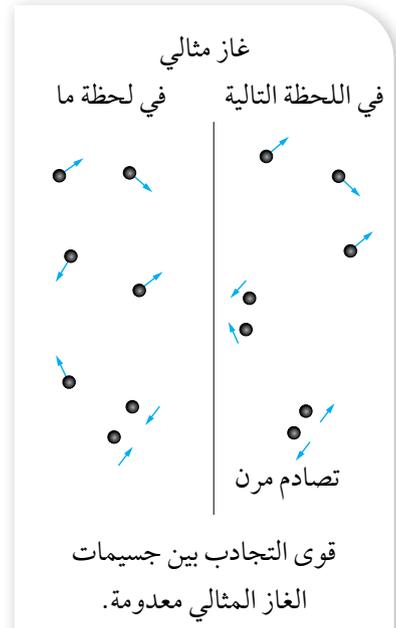
الغازات الحقيقية ونظرية الحركة الجزيئية Real Gases

المسافات بين جسيمات الغاز الحقيقي في الظروف العادية كبيرة جداً وقوى التجاذب بينها شبه معدومة، فيكون سلوكها مشابهاً لسلوك الغاز المثالي. وعند زيادة الضغط المؤثر في الغاز الحقيقي فإن المسافات بين جسيماته تقل وتنشأ بينها قوى تجاذب؛ مما يقلل حركتها العشوائية وسرعتها فتتحرف 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 الحقيقية في سلوكها عن الغاز المثالي، ويزداد ذلك بزيادة الضغط المؤثر فيها وخفض درجة حرارتها.

فمثلاً، يتكوّن غاز الهيليوم من ذرات صغيرة جداً تتجاذب بقوى لندن الضعيفة؛ لذا يشبه في سلوكه الغاز المثالي، وذلك على مدى واسع من قيم الضغط ودرجات الحرارة. لكن عند زيادة الضغط وخفض 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 جداً وغير كافية للتغلب على قوى التجاذب بينها فيتحوّل الغاز إلى الحالة السائلة.

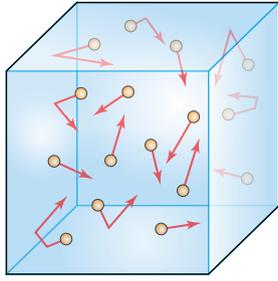
يوضح الشكل (4) أثر قوى التجاذب بين جسيمات الغاز الحقيقي في حركة هذه الجسيمات مقارنةً بجسيمات الغاز المثالي عند لحظتين متتاليتين.

✓ **أتحقّق:** ما الظروف التي يكون سلوك الغاز الحقيقي عندها أقرب إلى سلوك الغاز المثالي؟



أفكر: أيّ الغازين Ne أم NH₃ تتوقع أن يكون أقرب في سلوكه إلى الغاز المثالي عند الظروف نفسها؟

قوانين الغاز The Gas Laws



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 المحصورة فيه من ناحية ثانية، كما في الشكل (5). يولّد 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)

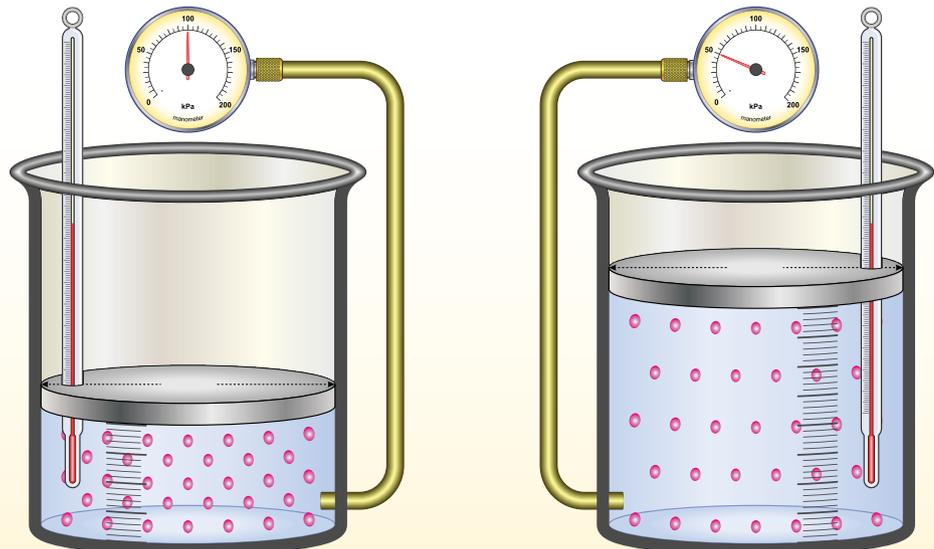
1 atm = 760 mmHg ، مليمتر زئبق (mmHg)

1 atm = 101.3 KPa ، كيلوباسكال (KPa)

توضّح 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، وأنّ إنقاص ضغطه إلى النصف يؤدي إلى زيادة حجمه إلى الضعف، كما يبيّن الشكل (6)، وينصّ قانون بويل Boyle's Law على أن: «حجم كمية محددة من الغاز المحصور يتناسب عكسياً مع الضغط الواقع عليه عند ثبات درجة حرارته».



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

يُعبر عن قانون بويل رياضياً على النحو الآتي:

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

عند ثبات درجة الحرارة فإن

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

$$P \times V = k$$

حيث k مقدار ثابت، ومنها

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

حيث V : حجم الغاز، ويمكن قياسه بوحدة اللتر (L) أو المليلتر (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 1

قانون بويل

المواد والأدوات اللازمة:

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

إرشادات السلامة:

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

خطوات العمل:

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

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



4- أرسم بيانياً العلاقة بين حجم الهواء وضغطه.

التحليل والاستنتاج:

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

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

المثال 1

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 :

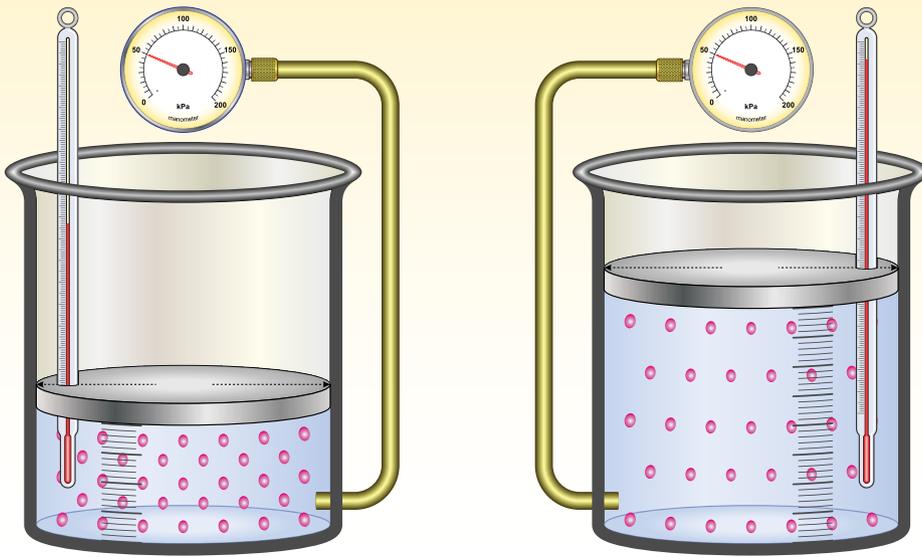
$$V_2 = P_1 \times \frac{V_1}{P_2}$$

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

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



✓ **أنحَقِّقُ:** عينة من غاز محصور حجمها 4 L عند ضغط 2 atm، سُمِحَ 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 زيادتها إلى الضعف -مثلاً- يتضاعف حجمه عند ثبات الضغط، كما يبين الشكل (8).

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

درجة الحرارة المطلقة =
درجة الحرارة السيليزية + 273
تُقاس درجة الحرارة المطلقة
بالكلفن (Kelvin)
 $T(K) = T(^{\circ}C) + 273$

يُعبر 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 بالكلفن، k: ثابت التناسب.

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 تصادماتها مع جدار الإناء، ولكي يبقى ضغط الغاز المحصور ثابتاً لا بُدَّ من زيادة حجمه.

المثال 2

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

تحليل السؤال (المعطيات)

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

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

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

المطلوب: حساب V_2 بفرض ثبات الضغط (P).

الحل:

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

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

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

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

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

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

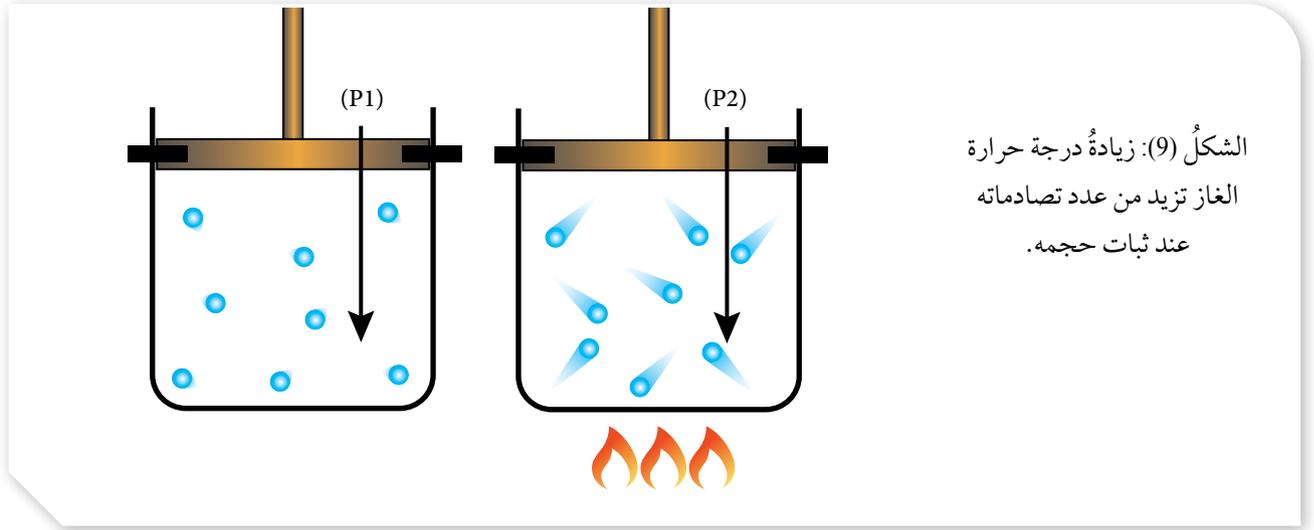
$$V_2 = 3.41 \text{ L}$$

كتابة القانون

إعادة ترتيب القانون لحساب V_2 ، ثم التعويض:

ألاحظ أن خفض درجة الحرارة المطلقة إلى النصف (600 K → 300 K) أدى إلى نقصان حجم الغاز إلى النصف (6.82 L → 3.41 L).

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



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

قانون جاي - لوساك Gay-Lussac's Law

درس العالم جاي - لوساك 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 - لوساك Gay-Lussac's Law**، وينص على أن «ضغط كمية محددة من الغاز المحصور يتناسب طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبات حجمه». تفسر نظرية الحركة الجزيئية قانون جاي - لوساك؛ إذ تؤدي زيادة درجة حرارة الغاز إلى زيادة متوسط طاقة جسيماته الحركية، ومن ثمّ تزداد سرعتها وتزداد تصادماتها فيزداد ضغطه عند ثبات حجمه.

يُعبّر عن قانون جاي - لوساك رياضياً على النحو الآتي:

$$P \propto T \quad \text{عند ثبات الحجم (V) فإن}$$

$$P = k \times T \quad \text{حيث k مقدار ثابت}$$

$$k = \frac{P}{T} \quad \text{ومنها}$$

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

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

المثال 3

تحمّل عبوات الرذاذ، مثل ملطقات الجوّ ومثبتات الشّعر، إشاراتٍ تحدّرُ من تسخين العلبة أو تخزينها على درجات حرارة عالية. إذا علمت أنّ ضغط الغاز داخل إحدى هذه العبوات 775 mmHg عند درجة حرارة 25 °C، وارتفعت درجة حرارة الجوّ إلى 40 °C، فاحسّب ضغط الغاز داخلها.

تحليل السؤال (المعطيات)

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

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

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

لاحظ أنّ حجم العلبة المعدنيّة يبقى ثابتاً.

المطلوب: حساب P_2 .

الحلّ:

تحويل درجات الحرارة من °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 ، ثمّ التعويض:

✓ **أتحقّق:** إذا كان ضغط الهواء داخل إطار سيّارة 1.85 atm عند 27 °C، وبعد قيادتها لمسافة معيّنة أصبح 2.2 atm، فاحسّب درجة حرارته، بفرض ثبات حجمه.

الربط بالحياة



تفقّد ضغط الهواء في إطارات السيّارة

عند قيادة السيّارة مسافةً طويلة فإنّ درجة حرارة الهواء ووضعه يرتفعان داخل إطاراتها؛ لذلك يُنصح بتفقّد الضغط قبل تحريكها.



القانونُ الجامع للغازات The Combined Gas Law

يصاحبُ تغيُّرُ درجة حرارة الغاز تغيُّراً في حجمه وضغطه معاً؛ لذلك جمع العلماءُ قوانينَ الغاز الثلاثة؛ بويل وشارل وجاي - لوساك، في قانون واحد سُمِّيَ **القانونُ الجامع للغازات** **The Combined Gas Law**، يصفُ العلاقةَ بين ضغط كميةٍ محدَّدة من الغاز المحصور وحجمها ودرجة حرارتها.

يُعبرُ عن القانون الجامع رياضياً على النحو الآتي:

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

$$V \propto T$$

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

ومنها

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

حيثُ k مقدارٌ ثابت

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

نعيدُ ترتيبَ المعادلة

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

ومنها

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

المثال 4

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

تحليلُ السؤال (المعطيات)

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

المطلوب: حساب P_2 .

الحل:

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

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

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

كتابة 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:

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

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

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

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

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

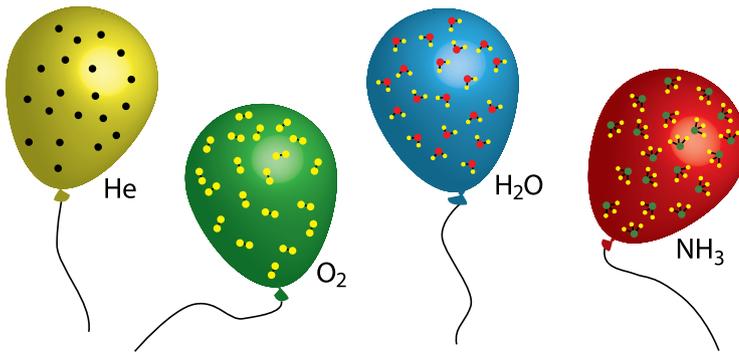
الربط بالأرصاد الجوية



بالونات الطقس

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





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

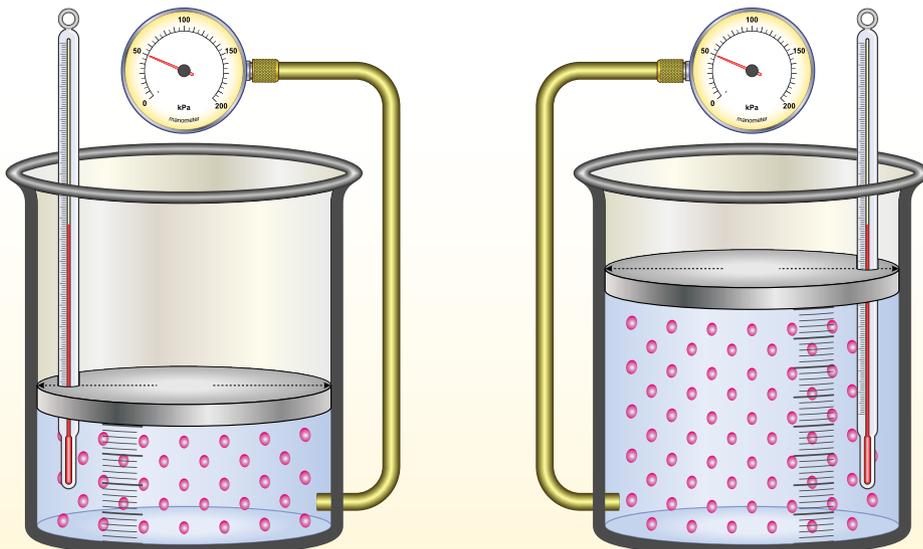
قانون أفوجادرو Avogadro's Law

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 بقانون أفوجادرو **Avogadro's Law**. كما في الشكل (10).

وقد توصل العالم أفوجادرو أيضًا 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 يتناسب طرديًا 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.

يُعَبَّرُ عن قانون أفوجادرو رياضياً على النحو الآتي:

$V \propto n$ عند ثبات الضغط ودرجة الحرارة فإن:

$V = k \times n$ حيث k مقدار ثابت

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

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

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

أفكر: كيف يتغير ضغط الغاز

عند زيادة عدد مولاته مع بقاء

حجمه ودرجة حرارته ثابتين؟

تفسر نظرية الحركة الجزيئية العلاقة بين حجم الغاز وعدد مولاته؛ إذ إن زيادة عدد مولات الغاز تزيد من عدد جسيماته، ومن ثم يزداد عدد تصادماتها مع جدار الإناء، ولكي يبقى ضغط الغاز ودرجة حرارته ثابتين فلا بُدَّ من زيادة حجمه.

المثال 5

إذا علمت أن بالوناً حجمه 2.2 L يحتوي على 0.1 mol من غاز الهيليوم، ضُخَّت داخله كمية إضافية من الغاز فأصبح حجمه 2.8 L، فاحسب عدد مولات الغاز بعد الإضافة، بفرض ثبات ضغطه ودرجة حرارته.

تحليل السؤال (المعطيات)

الضغط ودرجة 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 .

الحل:

إعادة ترتيب القانون لحساب n_2 ، ثم التعويض:

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

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

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

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

كتابة القانون

✓ **أتحقّق:** ما الحجم الذي يشغله 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 الأربعة السابقة بعلاقة رياضية تُعرف بقانون الغاز المثالي **Ideal Gas Law** على النحو الآتي:

$$V \propto n$$
$$V \propto \frac{1}{P}$$
$$V \propto T$$
$$V \propto n \times \frac{T}{P}$$
$$V = R \times \frac{n \times T}{P}$$
$$PV = nRT$$

حيثُ P: ضغط الغاز، V: حجم الغاز، n: عدد المولات، R: ثابت الغاز العام، T: درجة الحرارة بالكلفن.
تُسمى العلاقة $PV = nRT$ قانون الغاز المثالي.
حيثُ R: ثابت الغاز العام، ويساوي (0.082 L.atm/mol.K)

أفكر: هل تتغير قيمة ثابت الغاز العام إذا تغيرت الوحدة المستخدمة في قياس الضغط؟ فسّر ذلك.

المثال 6

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

تحليل 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.

الحل:

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

$$PV = nRT$$

حساب درجة الحرارة المطلقة:

كتابة القانون

إعادة ترتيب القانون لحساب P، ثم التعويض:

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

$$P = 7.2 \text{ atm}$$

✓ **أتحقق:** تُعبأ كرات التَّنِسِ بغاز النيتروجين. احسب عدد مولات الغاز في كرة حجمها 0.15 L وضغطُ الغاز داخلها 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:

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

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

بالتعويض بقانون الغاز المثالي:

$$PV = \frac{m}{Mr} RT$$

لحساب الكتلة المولية نعيد ترتيب المعادلة

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

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

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

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)

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

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

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

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

المطلوب:

• حساب كثافة غاز F_2

• حساب كثافة غاز Cl_2

الحل:

نحوّل 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،

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

نعوّض بالقانون

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

إذن، كثافة غاز Cl_2

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



يسخنُ الهواءُ داخلَ البالون فيتمددُ ويزدادُ حجمُه، ومن ثمَّ تقلُّ كثافتهُ، وعندما تصبحُ أقلُّ من كثافة الهواء المحيط به يرتفعُ إلى أعلى.

المثال 8

احسبِ الكتلة الموليَّة لعينة من غازِ كثافتهُ ($d = 2.26 \text{ g/L}$) عند درجة حرارة 25°C وضغط مقداره 0.862 atm

تحليلُ السؤال (المعطيات)

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

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

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

المطلوب: حسابُ الكتلة الموليَّة للغاز Mr

الحلّ:

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

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

كتابة القانون

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

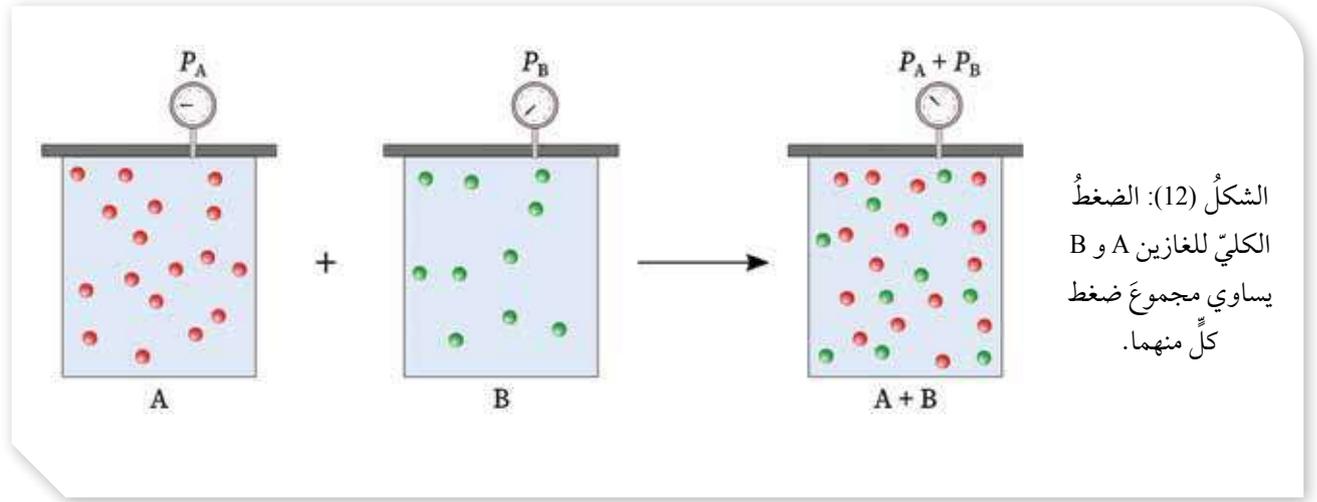
$$Mr = 2.26 \text{ g/mol} \times \frac{0.082 \frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \times 298\text{K}}{0.862 \text{ atm}}$$

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

✓ أتحقّق:

١- احسبِ الكتلة الموليَّة لسائل تبخّرت عينه منه كتلتها 1.28 g تمامًا داخل وعاء مغلق سعته 250 mL عند درجة حرارة 121°C وضغط 786 mmHg .

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



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

قانون دالتون للضغوط الجزئية

Dalton's Law Of Partial Pressures

تختلط الغازات بسهولة، وما الرائحة التي نشمها للطعام عند نضجه إلا دليلاً على اختلاط أبخرته بالهواء داخل المنزل. ويُفسر اختلاط الغازات وفق نظرية الحركة الجزيئية بأن جسيمات الغاز متباعدة جداً وفي حركة مستمرة وسريعة وعشوائية؛ مما يجعلها تتحرك وتنتشر في الفراغات بين جسيمات بعضها بعضاً مكونة خليطاً من الغازات.

درس العالم دالتون الضغط الناتج عن خليط مكون من عدة غازات لا تتفاعل مع بعضها داخل إناء واحد، ويوضح الشكل (12) أن الغازين A و B في وعائين منفصلين لهما الحجم نفسه عند درجة الحرارة نفسها، ولكل غاز ضغط خاص به ناتج عن حركة جسيماته المستمرة والعشوائية وتصادمها مع جدار الإناء الموجودة فيه، وعدد جسيمات الغاز A أكبر منها للغاز B، ومن ثم فإن ضغطه أكبر، وعند جمع الغازين في وعاء واحد له الحجم نفسه وعند درجة الحرارة نفسها تستمر حركة جسيمات كل غاز ويستمر تصادمها مع جدار الإناء كما لو كانت وحدها فيه. وعليه، فإن لكل غاز ضغطاً مساوياً لضغطه وهو منفرد، أما الضغط الجديد داخل الإناء فنتاجم عن الغازين معاً ويساوي مجموع ضغطيهما.

يُسمى الضغط الذي يؤثر به الغاز في خليط من الغازات غير المتفاعلة الضغط الجزئي للغاز.

توصّل العالمُ دالتون إلى العلاقة بين الضغطِ الكليِّ لخليطٍ من الغازات التي لا تتفاعل مع بعضها والضغطِ الجزئيِّ للغازات المكوّنة للخليط، أطلق عليها **قانون دالتون Dalton's Law** للضغوط الجزئية وينصّ على أنّ: «الضغط الكليِّ لخليطٍ من الغازات التي لا تتفاعل مع بعضها يساوي مجموعَ الضغوط الجزئية لجميع مكوّنات الخليط».

يُعبّر عن قانون دالتون رياضياً على النحو الآتي:

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

حيثُ P_T : الضغط الكليِّ لخليط الغازات، P_A : الضغط الجزئيِّ للغاز A، P_B : الضغط الجزئيِّ للغاز B، P_C : الضغط الجزئيِّ للغاز C.

المثال 9

احسب الضغط الكليِّ لخليط من الغازات مكوّن من غاز النيتروجين الذي ضغطه الجزئيّ 0.247 atm ، وغاز الأكسجين الذي ضغطه الجزئيّ 0.346 atm ، وغاز ثاني أكسيد الكربون الذي ضغطه الجزئيّ 0.444 atm

تحليل السؤال (المعطيات)

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

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

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

المطلوب: حساب الضغط الكليِّ للخليط P_T .

الحل:

نكتب قانون دالتون

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

نعوض:

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

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

احسب الضغط الكلي لخليط من الغازات مكون من 0.02 mol من غاز الهيليوم He، و 0.01 mol من غاز الهيدروجين H₂، في وعاء حجمه 5 L ودرجة حرارته 10 °C.

تحليل السؤال (المعطيات)

عدد مولات He (n_{He} = 0.02 mol)

عدد مولات H₂ (n_{H₂} = 0.01 mol)

الحجم (V = 5 L)

درجة الحرارة (10 °C)

المطلوب: حساب الضغط الكلي للخليط P_T.

الحل:

نحوّل درجات الحرارة من °C إلى K

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

نلاحظ أنّ الضغوط الجزئية للغازين غير معطاة؛ لذلك سنحسبها اعتماداً على المعطيات. نحسب ضغط الغاز باستخدام قانون الغاز المثالي

$$PV = nRT \rightarrow P = \frac{nRT}{V}$$

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

P_{He} = 0.0929 atm الضغط الجزئي لغاز He

$$P_{\text{H}_2} = \frac{0.01 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ atm.L/mol.K} \times 283 \text{ K}}{5 \text{ L}}$$

P_{H₂} = 0.0465 atm الضغط الجزئي لغاز H₂

$$P_T = P_{\text{H}_2} + P_{\text{He}}$$

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

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

✓ **أتحقّق:** إذا علمت أنّ 2 L من غاز النيتروجين N₂ ضغطه 0.395 atm و 2 L من غاز الهيدروجين H₂ ضغطه 0.11 atm خلطت في وعاء واحد حجمه 1 L، فاحسب الضغط الكلي للخليط.

قانون جراهام للانتشار والتدفق

Graham's Law of Diffusion and Effusion

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

الشكل (13): انتشار بخار البروم ليَمَلأَ الدورق.

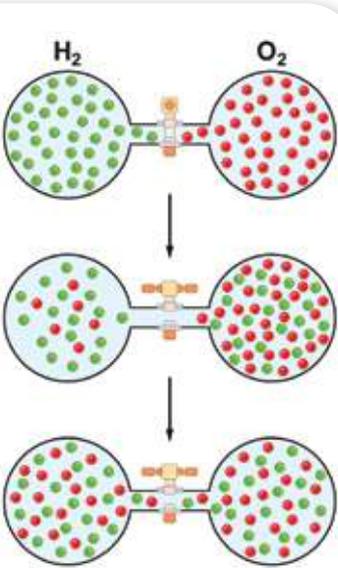
ويُعرّف **التدفق Effusion** بأنه تسرب الغاز المضغوط من فتحة صغيرة في جدار الإناء الموجود فيه، كتسربه من محبسه في المدفأة، وتسرب الهواء من عجل السيارة نتيجة اختراقه بواسطة مسمار مثلاً.

درس العالم جراهام انتشار الغازات وتدفقها، ولاحظ أن 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 يُعرّف **بقانون جراهام Graham's Law** للانتشار والتدفق

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

يُعبّر عن قانون غراهام رياضياً كنسبة بين سرعة انتشار غازين على النحو الآتي:



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

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

$$\frac{\text{Rate}_A}{\text{Rate}_B} = \sqrt{\frac{Mr_B}{Mr_A}}$$

المثال 11

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

تحليل السؤال (المعطيات)

$Mr_{He} = 4 \text{ g/mol}$ الكتلة المولية لـ He

$Mr_{N_2} = 28 \text{ g/mol}$ الكتلة المولية لـ N_2

المطلوب: حساب النسبة بين سرعة انتشار الغازين.

الحل:

كتابة القانون

$$\frac{\text{Rate He}}{\text{Rate } N_2} = \sqrt{\frac{Mr_{N_2}}{Mr_{He}}}$$

$$\frac{\text{Rate He}}{\text{Rate } N_2} = \sqrt{\frac{28}{4}}$$

التعويض

$$\frac{\text{Rate He}}{\text{Rate } N_2} = \sqrt{7} = 2.7$$

$$\text{Rate He} = 2.7 \text{ Rate } N_2$$

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

الثيولات



تضاف كميات قليلة من مركّبات الثيول R-SH (مركّبات عضوية كبريتية) ذات رائحة نفاذة إلى غاز الطبخ المكوّن من غازي البروبان والبيوتان عديمي الرائحة؛ وذلك للكشف عن أيّ تسربٍ مُحتملٍ للغاز.

التجربة 2

قابلية الغازات للانتشار

المواد والأدوات:

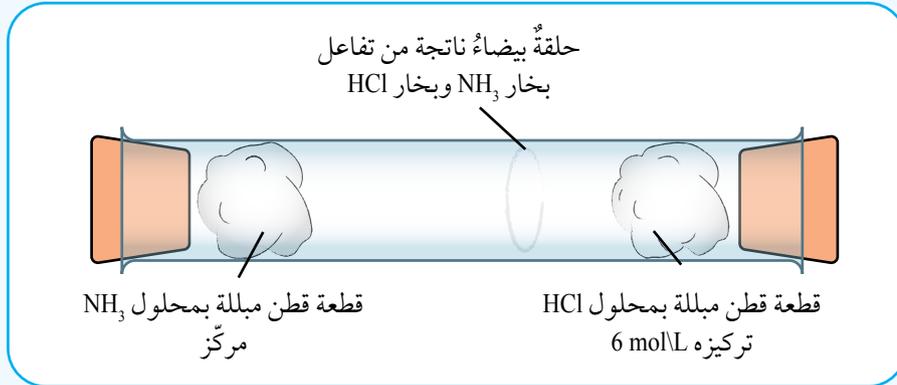
أنبوب زجاجي مفتوح الطرفين، حامل وماسك، قطعتان صغيرتان من القطن، محلول حمض HCl تركيزه (6 mol/L)، محلول الأمونيا NH_3 مركز، سدادتان من الفلين، ملقط.

إرشادات السلامة:

أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات والكمامة.
أحذر من تذوق محلول حمض الهيدروكلوريك أو محلول الأمونيا أو لمسها بيدي.

خطوات العمل:

- 1- أُنْبِتُ الأنبوب الزجاجي أفقيًا على الحامل مستعملًا الماسك.
- 2- أُبَلِّلُ إحدى قطعتي القطن بمحلول حمض HCl، والأخرى بمحلول NH_3 .
- 3- أضع إحدى قطعتي القطن المبللتين في الطرف الأيمن للأنبوب والأخرى في الطرف الأيسر، وأغلق كل طرف بالسدادة، كما في الشكل.



- 4- **ألاحظ** ما يحدث داخل الأنبوب. هل تكوّنت حلقة بيضاء داخله؟
- 5- **أصف** موقع تكوّن الحلقة داخل الأنبوب بالنسبة إلى كل من قطعتي القطن.

التحليل والاستنتاج:

- 1- **أفسر** ما حدث باستخدام معادلة كيميائية تُعبّر عن التفاعل الحادث.
- 2- **أستنتج** أيّ الغازين أسرع انتشارًا.

مراجعة الدرس

- 1 - الفكرة الرئيسة: ما المقصود بكلِّ ممَّا يأتي:
 - الغاز المثاليّ.
 - الضغط الجزئي للغاز.
 - التدفق.
- 2 - أفسّر: تشابه الغازات في خصائصها الفيزيائية.
- 3 - أقارن: أحدّد الغازَ الأسرع انتشاراً: النيتروجين N_2 أم الأرجون Ar.
- 4 - أصف: عينة من غاز الهيدروجين H_2 في الظروف المعيارية، نُقلت إلى وعاء أصغر حجماً عند درجة الحرارة نفسها، فما التغيير الذي يحدث لكلِّ من:
 - متوسط الطاقة الحركية لجزيئات H_2 .
 - عدد التصادمات الكلية لجزيئات غاز H_2 خلال وحدة الزمن.
 - ضغط غاز H_2 .
- 5 - أفسّر: استخدم أحد الطلبة البيانات الآتية $T_1 = 75^\circ C$ ، $T_2 = -15^\circ C$ ، $V_1 = 752 \text{ mL}$ 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 أن بالوناً مملوئاً بغاز الهيليوم حجمه 300 mL عند ضغط 1 atm ، ارتفع إلى أعلى بحيث أصبح الضغط 0.63 atm ، فاحسب حجمه الجديد بفرض بقاء درجة الحرارة ثابتة.
- 7 - أحسب: عينة من غاز حجمها 3.5 L عند درجة حرارة $20^\circ C$ وضغط 0.86 atm . احسب درجة حرارتها إذا سُمح لها بالتمدد حتى أصبح حجمها 8 L عند ضغط 0.56 atm .
- 8 - أحسب: أنتج تفاعل 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 كبريتيد الهيدروجين H_2S بوحدة g/L عند درجة حرارة $56^\circ C$ وضغط يساوي 967 mmHg .
- 10 - أحسب الضغط الكلي لخليط مكوّن من 6 g من غاز الأوكسجين O_2 و 9 g من غاز الميثان CH_4 في وعاء حجمه 15 L وعند درجة حرارة $0^\circ C$.
- 11 - أحسب الكتلة المولية لغاز مجهول ثنائي الذرة يتدفق بمعدل 0.6713 من معدل سرعة تدفق O_2 عند درجة الحرارة نفسها.
- 12 - أحسب: بالون حجمه 2400 L مملوئاً 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.

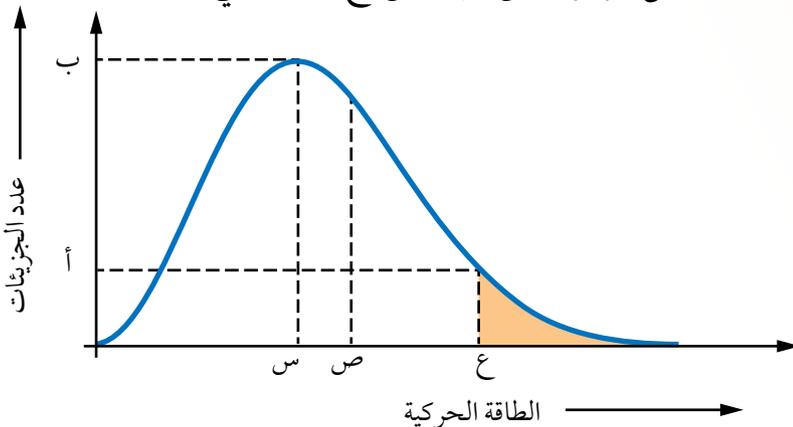


بعض الخصائص الفيزيائية للسوائل

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

التبخر Evaporation

تتبخّر مياه المسطحات المائية دون أن تغلي، فكيف يحدث ذلك؟ تُعرّف عملية التبخر **Evaporation** بأنها تحوّل 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. يوضّح الشكل (15) منحني ماكسويل - بولتزمان، الذي يوضّح توزيع الطاقة الحركية لجزيئات السائل عند درجة حرارة معينة؛ حيث تمثّل الرموز (س، ب، ص، ع، أ) ما يأتي:



الفكرة الرئيسة:

تمتازُ السوائل بخصائص محددة تعتمدُ على قوى التجاذب بين جزيئاتها.

نتائج التعلم:

- أوضّح المقصود بالمفاهيم: تبخر، تكاثف، ضغط بخاري، درجة الغليان.
- أستنتج العوامل التي تؤثر في خصائص المادة في الحالة السائلة.

المفاهيم والمصطلحات:

Fluid	المائع
Evaporation	التبخر
	طاقة التبخر المولية
Molar Evaporation Energy	
Condensation	التكاثف
	طاقة التكاثف المولية
Molar Condensation Energy	
Vapor Pressure	الضغط البخاري
Boiling Point	درجة الغليان
Normal Boiling Point	درجة الغليان العادية

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

س : الطاقة الحركية التي يمتلكها أكبر عدد من جزيئات السائل .
 ب : عدد الجزيئات التي تمتلك الطاقة الحركية س .
 ص : متوسط الطاقة الحركية للجزيئات .
 ع : الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتغلب على قوى التجاذب بين جزيئات السائل ، فيتحول للحالة الغازية (يتبخر) .
 أ : عدد الجزيئات التي تمتلك الطاقة ع أو الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتغلب على قوى التجاذب بين جزيئات السائل فيتبخر .
 أما المنطقة المظللة فتمثل الجزيئات التي تمتلك طاقة كافية للتبخر .
 ألاحظُ من المنحنى وجود جزيئات تمتلك طاقة كافية للتبخر (المنطقة المظللة تحت المنحنى) ، فتفلت هذه الجزيئات من سطح السائل متحوّلة للحالة الغازية ، كما أنّ الحركة الدائمة والتصادمات المستمرة بين جزيئات السائل تزيد من الطاقة الحركية لبعض الجزيئات . فتصبح كافية للتغلب على قوى التجاذب التي تربطها مع الجزيئات المحيطة بها ، فتفلت من سطح السائل ؛ أي تبخر دون أن تكون درجة الحرارة مساوية لدرجة الغليان .
 وهو ما يفسّر حدوث عملية التبخر من سطح السائل عند أي درجة حرارة ؛ نظراً لوجود جزيئات تمتلك حدّاً أدنى من الطاقة اللازمة للتبخر في أي لحظة .

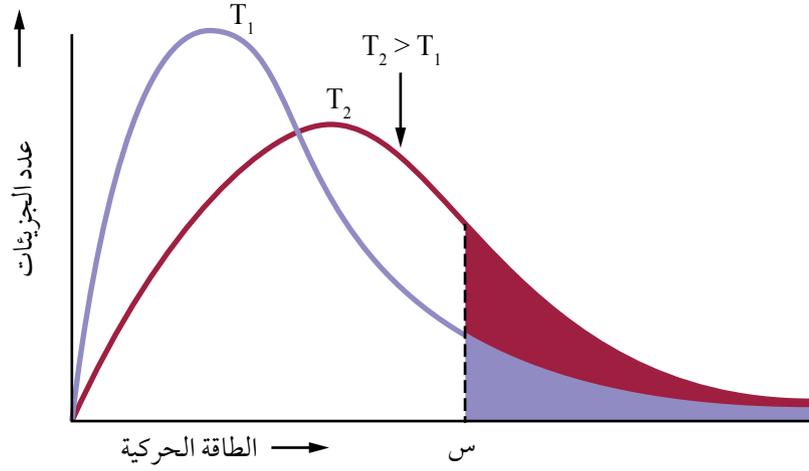
العوامل المؤثرة في سرعة التبخر

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

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

المادة	نوع قوى الترابط بين جزيئاتها في الحالة السائلة	الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتبخر	سرعة التبخر
كحول الإيثانول CH_3CH_2OH (مُطَهَّر للجروح)	الروابط الهيدروجينية	أكبر	أقل سرعة
الأسيتون CH_3COCH_3 (مزيل لطلاء الأظافر)	ثنائية القطب	أقل	أسرع

الشكل (16): منحني
ماكسويل - بولتزمان
لتوزيع الطاقة الحركية
للجزيئات عند درجتي
حرارة T_1 و T_2 .



لاحظ أنّ جزيئات كحول الأيثانول ترتبط بروابط هيدروجينية، وهي قوية نسبياً مقارنة بقوى التجاذب ثنائية القطب بين جزيئات الأسيتون، ومن ثمّ فإنّ الحدّ الأدنى من الطاقة اللازمة لتبخّر الأسيتون أقلّ؛ لذلك يتبخّر أسرع، أمّا الإيثانول فإنّ الحدّ الأدنى من الطاقة اللازمة لتبخّره أكبر؛ لذلك تكون سرعة تبخّره أقلّ. هذا يعني أنه كلما كانت قوى التجاذب بين جزيئات السائل أقوى كان الحدّ الأدنى من الطاقة اللازمة لتبخّره أكبر وسرعة تبخّره أقلّ.

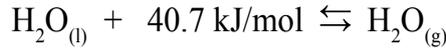
هناك عامل آخر يؤثر في سرعة التبخر، هو درجة الحرارة. ولتفسير ذلك، يُستخدم منحني ماكسويل - بولتزمان لتوزيع الطاقة الحركية لجزيئات السائل عند درجتي حرارة T_1 و T_2 حيث $T_2 > T_1$ ، ويمثّل الرمز (س) الحدّ الأدنى من الطاقة اللازمة للتبخّر، كما هو مبين في الشكل (16). وعند مقارنة المساحة المظللة تحت المنحنيين، نجد أنّ عدد الجزيئات التي تمتلك الطاقة اللازمة للتبخّر عند درجة حرارة T_2 أكبر منها عند T_1 .

تفسير ذلك أنّ زيادة درجة الحرارة تزيد من الطاقة الحركية للجزيئات وتزيد من عدد التصادمات بينها، فيزداد عدد الجزيئات التي تمتلك الحدّ الأدنى من الطاقة اللازمة للتبخّر وتزداد سرعة التبخر.

تُسمّى كمية الطاقة اللازمة لتحويل مول واحد من المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية عند درجة حرارة معيّنة «طاقة التبخر المولية»

"Molar Evaporation Energy"

ويمكن تمثيل عملية تبخر مول من الماء بالمعادلة:



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

✓ **أنتحق:**

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

٢- أرّتب السوائل الآتية تصاعدياً تبعاً لتزايد سرعة تبخرها:



الربط بالحياة

صناعة القهوة سريعة الذوبان

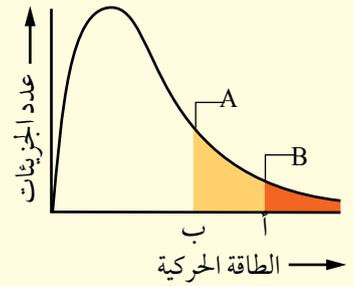
للحصول على بلورات القهوة سريعة الذوبان تُجفّف القهوة السائلة بطريقتين، هما: التجفيف بالرّش والتجفيف بالتجميد. في الأولى، تُرشّ القهوة السائلة المُركّزة كذاذٍ خفيفٍ في هواءٍ شديد الحرارة والجفاف (نحو 250 °C)؛ إذ يعمل الرّذاذ على زيادة مساحة السطح المُعرّض للتبخّر على نحوٍ كبير، فيتبخّر الماء بسرعة تاركاً حبيباتٍ من القهوة سريعة الذوبان. أمّا التجفيف بالتجميد، فتبرّد فيه القهوة السائلة المُركّزة على مرحلتين إلى درجة حرارة نحو (-40 °C)، فتتشكّل ألواح من القهوة المُجمّدة يجري تكسيرها إلى حبيبات ثم إرسالها إلى وحدة التجفيف المُفرّغة من الهواء؛ حيث يتسامى الجليد على درجة حرارة منخفضة تاركاً حبيباتٍ من القهوة سريعة الذوبان.

أفكر: يمثل الشكل توزيع الطاقة

الحركية لجزيئات السائلين A و B عند درجة حرارة معيّنة.

- ماذا تمثل كل من النقطتين أ و ب؟

- أي السائلين أسرع تبخرًا عند درجة الحرارة نفسها؟

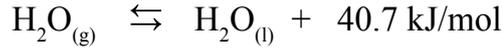


التكاثف Condensation

تُسمى عملية تحويل المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة **التكاثف Condensation**، وتحدث عندما تنخفض درجة حرارة البخار فتقل الطاقة الحركية لجزيئاته وتقل سرعتها، وعندما تتقارب للحد الكافي تتجاذب حسب نوع قوى التجاذب بينها متحوّلة إلى الحالة السائلة. وينجم عن عملية التكاثف تحرر كمية من الطاقة مساوية 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**

المولية Molar Condensation Energy

ويمكن التعبير عن عملية تكاثف مول من بخار الماء بالمعادلة:



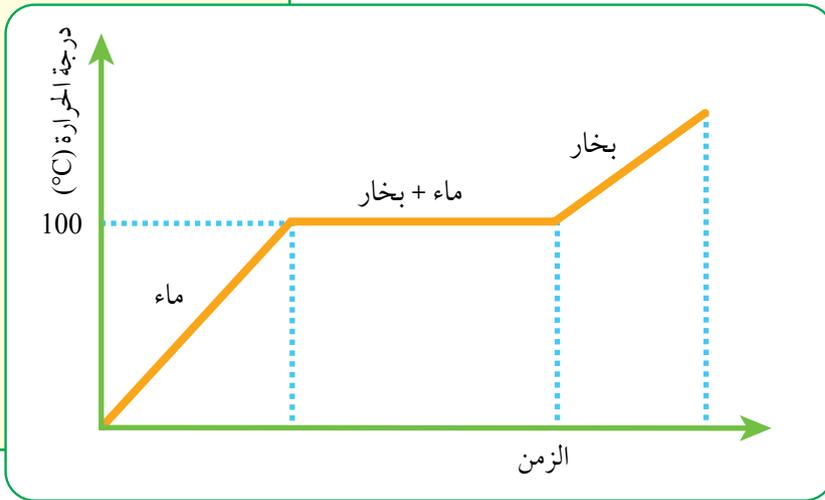
ألاحظ أن طاقة التبخر المولية للماء تساوي طاقة تكاثفه المولية، وأن عملية التبخر ماصة للطاقة وعملية التكاثف طاردة لها.

✓ **أتحقّق:** ما شروط حدوث عملية التكاثف؟

أفكر: أفسّر، مستعيناً بالشكل

الآتي:

الحروق الناجمة عن بخار الماء أشد من تلك الناجمة عن الماء الساخن عند 100°C .



منهاجي

متعة التعليم الهادف

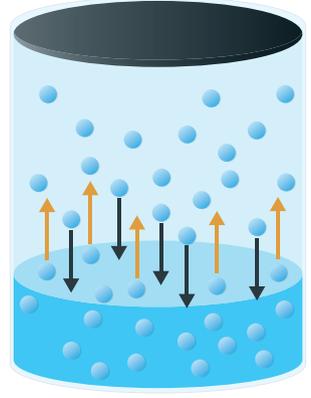


الضغط البخاري Vapor Pressure

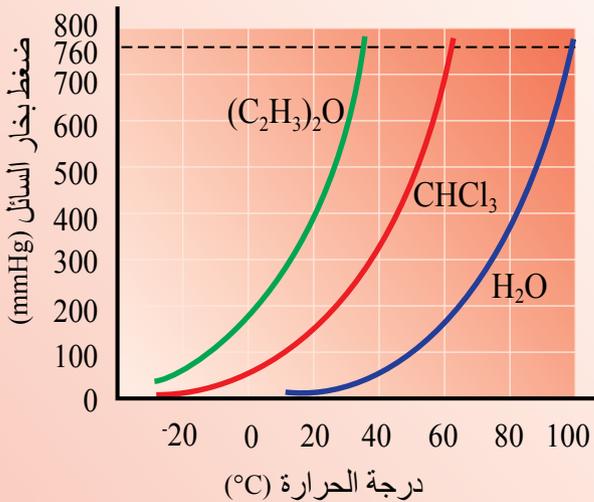
عند وضع سائل في وعاء مكشوف فإنه يستمر بالتبخّر، ولكن ماذا لو كان الوعاء مغلقاً؟

عند وضع السائل في وعاء مغلق فإنه يبدأ بالتبخّر بحيث تفلت من سطحه الجزيئات ذات الطاقة الحركية العالية. وتحدث عملية التبخر بمعدل ثابت عند درجة حرارة معيَّنة، وبمرور الوقت يزداد عدد جزيئات بخار السائل داخل الوعاء ويزداد تصادمها مع بعضها ومع جدار الإناء وسطح السائل، وتفقد نتيجة ذلك بعض الجزيئات جزءاً من طاقتها الحركية خلال تلك التصادمات فتكاثف، وبمرور الوقت يزداد عدد الجزيئات المتكاثفة حتى يصبح مساوياً لعدد الجزيئات المتبخرة خلال وحدة الزمن؛ أي أنّ معدل سرعة التبخر يساوي معدل سرعة التكاثف، كما يوضّح الشكل (17)، ويوصّف هذا الوضع بأنه حالة اتزان ديناميكي بين السائل وبخاره، يثبت عندها ضغط بخار السائل، ويُسمّى الضغط الناتج عن جزيئات بخار السائل والمؤثّر في سطحه عند الاتزان عند درجة حرارة معيَّنة **الضغط البخاري Vapor Pressure** للسائل.

يتأثر الضغط البخاري للسائل بدرجة الحرارة وقوى التجاذب بين جزيئاته، ويبين الشكل (18) تغيير الضغط البخاري لثلاثة سوائل: ثنائي إيثل إيثر وثلاثي كلوروميثان والماء، مع زيادة درجة الحرارة. ألاحظ أنه كلما ازدادت درجة الحرارة ازداد الضغط البخاري للسائل.



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



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

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

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

ولمعرفة أثر قوى التجاذب بين جزيئات السائل في ضغطه البخاريّ، ألاحظُ قِيَمَ الضغط البخاريّ للسوائل الثلاثة عند درجة الحرارة نفسها ونوع قوى التجاذب بين جزيئات كلِّ سائلٍ. انظر الجدول (2).

ألاحظُ أنه كلما كانت قوى التجاذب بين جزيئات السائل أقوى قلَّ ضغطه البخاريّ، فالضغط البخاريّ للماء ذي الروابط الهيدروجينية الأقوى هو الأقلّ، بينما الضغط البخاريّ لثنائي إيثيل إيثر الذي تترابط جزيئاته بقوى تجاذب ثنائية القطب الأضعف هو الأعلى.

أي أنه كلما ازدادت قوى التجاذب بين جزيئات السائل قلَّ ضغطه البخاريّ عند درجة حرارة معيّنة.

✓ **أنحقّق:** مستعيناً بالشكل (18)، أحدّد الضغط البخاريّ لكلِّ من ثلاثي كلوروميثان والماء عند درجة حرارة 50 °C، وأقارنهما بقيمة ضغطه البخاريّ الواردة في الجدول (2). ماذا أستنتج؟

أفكر: أفسّر تزايد الضغط البخاريّ

للسائل بزيادة درجة حرارته.

أرتّب السوائل الآتية حسب تزايد

ضغطها البخاريّ عند درجة

الحرارة نفسها:

CH₃CH₃ , CH₃OH , CH₃F

درجة الغليان Boiling Point

عند تسخين السائل تزداد الطاقة الحركية لجزيئاته ويزداد عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة كافية للتبخّر فتزداد سرعة تبخّره، وعندما تصبح الطاقة التي تمتلكها الجزيئات في جميع أجزاء السائل كافية لتبخّره يبدأ السائل بالغليان، وتتكوّن فقاعات كثيرة في جميع أجزائه وترتفع إلى سطحه وتغادره؛ أي تنتقل إلى الحالة الغازية، عند ذلك يكون ضغطه البخاري مساوياً للضغط الواقع عليه؛ لأنّه لو كان أقلّ منه لانفجرت الفقاعات قبل وصولها إلى السطح، وتُسمّى درجة الحرارة عند ذلك **درجة غليان السائل Boiling Point**. ويمكن جعل السائل يغلي عند أيّ درجة حرارة، وذلك من خلال التحكم في الضغط المؤثر في سطحه. يوضّح الجدول (3) الضغط البخاري للماء عند درجات حرارة مختلفة. أمّا درجة الحرارة التي يصبح عندها الضغط البخاري للسائل مساوياً للضغط الجوي (1atm, 760 mmHg)، فتُسمّى **درجة الغليان العادية Normal Boiling Point**، وتعتمد درجة غليان السائل على قوى التجاذب بين جزيئاته وتزداد بزيادةها.

✓ **أتحقّق:**

- أُحدّد، اعتماداً على الجدول (3)، درجة غليان الماء عندما يبلغ ضغطه البخاري 355 mmHg.
- اعتماداً على الشكل (18)، أُحدّد درجة الغليان العادية لثلاثي كلورو ميثان وثنائي إيثل إيثر.

الربط بالحياة أواني الضغط

تُستخدم أواني الضغط للعمل على إنضاج الطعام بسرعة؛ وذلك لأن ارتفاع ضغط البخار داخلها يؤدي إلى رفع درجة غليان الماء إلى نحو 120 °C. وحتى لا يحدث انفجارٌ بسبب زيادة الضغط، يوجد صمامٌ يسمح بخروج بعض البخار؛ ممّا يُقلّل الضغط داخلها.

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

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

أفكر: أُحدّد أيّ السائلين NH_3 أم HF له أعلى درجة غليان.



التجربة 4

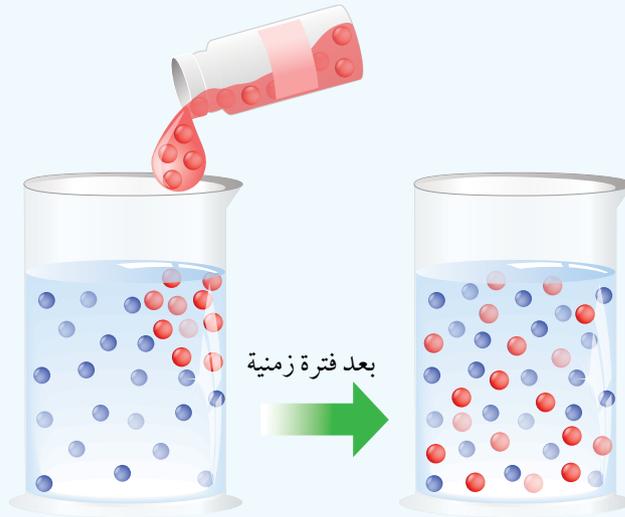
قابلية السوائل للانتشار

المواد والأدوات:

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

إرشادات السلامة:

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



خطوات العمل:

- 1- أضع 250 mL من الماء في كل من الكأسين.
- 2- أسخن إحدى الكأسين حتى تصبح درجة حرارة الماء فيها 60°C ، ثم أبعدّها عن مصدر الحرارة.
- 3- أستخدم القطارة لوضع نقطة حبر في كل كأس.
- 4- أقيس زمن انتشار الحبر في كلا الكأسين باستخدام ساعة الوقف.
- 5- ألاحظ الفرق بين سرعة انتشار الحبر في كلا الكأسين.

التحليل والاستنتاج:

- 1- أي الكأسين كان انتشار الحبر فيها أسرع؟
- 2- أفسر انتشار الحبر في الماء في كلا الكأسين.
- 3- أفسر اختلاف سرعة انتشار الحبر باختلاف درجة الحرارة.

التجربة 5

العوامل المؤثرة في سرعة التبخر

المواد والأدوات:

أسيتون، كحول الإيثانول، ثنائي إيثيل إيثر، مخبر مدرّج (10 mL) عدد (3)، أنبوب اختبار عدد (6) وأرَقْمُهَا، كأس زجاجية سعة (200 mL)، (100 mL) ماء ساخن درجة حرارته 40 °C، حامل أنابيب اختبار.

إرشادات السلامة:

أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات والكمامة.
أحذر من استنشاق المواد العضوية على نحو مباشر.

خطوات العمل:

- 1- **أقيس** (10 mL) من الأسيتون باستخدام المخبر المدرّج وأضعها في أنبوب الاختبار رقم (1)، وكذلك الحال في أنبوب الاختبار رقم (2)، وأكرّر ذلك بالنسبة إلى كحول الإيثانول (أنبوبي الاختبار 3، 4) وثنائي إيثيل إيثر (أنبوبي الاختبار 5، 6).
- 2- أضع أنابيب الاختبار 1، 3، 5 في حامل الأنابيب قريباً من النافذة، وأتركها لمدة (10 min).
- 3- أضع أنابيب الاختبار 2، 4، 6 في الكأس الزجاجية المحتوية على الماء الساخن بدرجة 40°C، وأتركها لمدة (5 min).
- 4- **أقيس** كمية السائل المتبقية في كل أنبوب اختبار باستخدام المخبر المدرّج، ثم أسجلها.
- 5- **أنظّم البيانات:** أسجل الكميات المتبقية من كل سائل في الجدول.

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

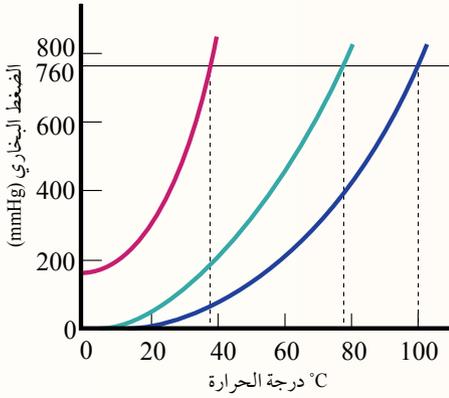
- 6- **أقارن** الكمية المتبقية من السائل نفسه في الحالتين.

التحليل والاستنتاج:

- 1- أرْتب السوائل الثلاثة حسب سرعة تبخرها.
- 2- أحدّد نوع قوى التجاذب بين جزيئات كل سائل.
- 3- **أفسّر** اختلاف السوائل الثلاثة في سرعة تبخرها اعتماداً على قوى التجاذب بين جزيئاتها.
- 4- **استنتج** العلاقة بين نوع قوى التجاذب بين جزيئات السائل وسرعة تبخره.
- 5- **استنتج** العلاقة بين درجة الحرارة وسرعة تبخر السائل.

مراجعة الدرس

- 1 - الفكرة الرئيسة: ما المقصودُ بكلِّ ممَّا يأتي:
 - الضغط البخاريّ.
 - درجة الغليان العاديةّ.
 - طاقة التبخر الموليّة.
- 2 - أُفسِّر: يأخذ السائل شكل الإناء الذي يوضع فيه، ولكنَّ حجمه يظلُّ ثابتاً.
- 3 - أُفسِّر: يغلي الماء في الأغوار على درجة حرارة أكثر قليلاً من 100°C .
- 4 - أصِف: سائل في وعاء مغلق ضغطه البخاريّ ثابت، فما العلاقة بين سرعة تبخره وسرعة تكاثف بخاره؟
- 5 - أستنتج: المركّب A يتبخّر بسرعة أكبر من سرعة تبخر المركّب B عند 25°C .
 - أ - أيُّ المركّبين قوى التجاذب بين جزيئاته أكبر؟
 - ب - أيُّ المركّبين له ضغط بخاريّ أعلى عند 25°C ؟
 - ج - أيُّ المركّبين درجة غليانه العادية أكبر؟
- 6 - يمثّل المنحنى المجاورُ تغيّر الضغط البخاريّ (mmHg) لثلاثة سوائل مع درجة الحرارة $^\circ\text{C}$. أجب عمّا يأتي:



— بنتان C_5H_{12}
— رابع كلوريد الكربون CCl_4
— الماء H_2O

- أ - أ حدّد الضغط البخاريّ لرابع كلوريد الكربون عند 60°C .
- ب - أ حدّد درجة الغليان العاديةّ للبتان.
- ج - أرّتب السوائل الثلاثة حسبّ تزايد سرعة تبخرها.
- د - بفرض أنّ الضغط الجويّ على قمة أحد الجبال يساوي 500 mmHg ، أ حدّد درجة غليان الماء عند هذا الارتفاع.

هـ - أستنتج اسم السائل الذي له أقلُّ طاقة تكاثف موليّة.

خصائص عامة للمواد الصلبة

جسيمات المادة في الحالة الصلبة (ذرات، جزيئات، أيونات) متقاربة جدًا وقوى التجاذب بينها كبيرة؛ لذلك تترتب في أماكن محددة لا تغادرها وتتحرك في أماكنها حركة اهتزازية. والمادة الصلبة كثافتها عالية، وغير قابلة للانضغاط أو الجريان؛ مما يعني أنها ذات شكل وحجم ثابتين. وعند تسخين المادة الصلبة تهتز جسيماتها على نحو أسرع، ومع زيادة طاقتها الحركية يضعف التجاذب بينها فتتحول المادة إلى الحالة السائلة، وتسمى درجة الحرارة التي تتحول عندها المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة

السائلة درجة الانصهار **Melting Point**.

تترتب جسيمات المواد الصلبة بطريقتين؛ فتكون في الأولى أشكالاً هندسية منتظمة، وتسمى في هذه الحالة مواداً صلبة بلورية **Crystalline Solids**، انظر الشكل (19)، ومثال عليها الذهب، والماس، وكلوريد الصوديوم.

الفكرة الرئيسة:

تقسم المواد الصلبة إلى نوعين رئيسيين؛ مواد صلبة بلورية ومواد صلبة غير بلورية، وتُصنف المواد الصلبة البلورية إلى أربعة أنواع رئيسة بحسب خصائصها الفيزيائية.

نتائج التعلم:

- أتعرف خصائص المادة في الحالة الصلبة.
- أصنف المواد الصلبة البلورية إلى أنواعها الرئيسة، وأميز بين صفاتها.

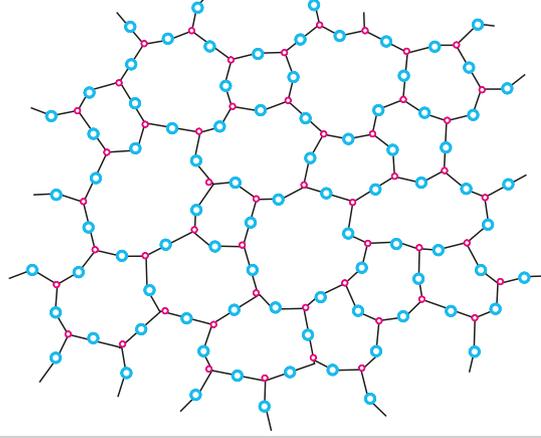
المفاهيم والمصطلحات:

Crystalline Solids	مادة صلبة بلورية
Amorphous Solids	صلبة غير بلورية
Molecular Solid	صلبة جزيئية
Metallic Solid	صلبة فلزية
Ionic Solid	صلبة أيونية
Covalent Network Solid	صلبة شبكية تساهمية
Melting Point	درجة الانصهار
Allotropy	ظاهرة التأصل

الشكل (19): مادة

صلبة بلورية.

الشكل (20): مادة صلبة غير بلورية.



وتترتب في الثانية عشوائياً (ليس لها شكل هندسي منتظم)، وتسمى مادة صلبة غير بلورية **Amorphous Solids**، كما في الشكل (20)، ومثال عليها البلاستيك، والزجاج، والأسفلت. سنتعرف في هذا الدرس نوع الجسيمات المكونة للمواد الصلبة البلورية ونوع الروابط أو قوى الترابط بينها وخصائصها الفيزيائية.

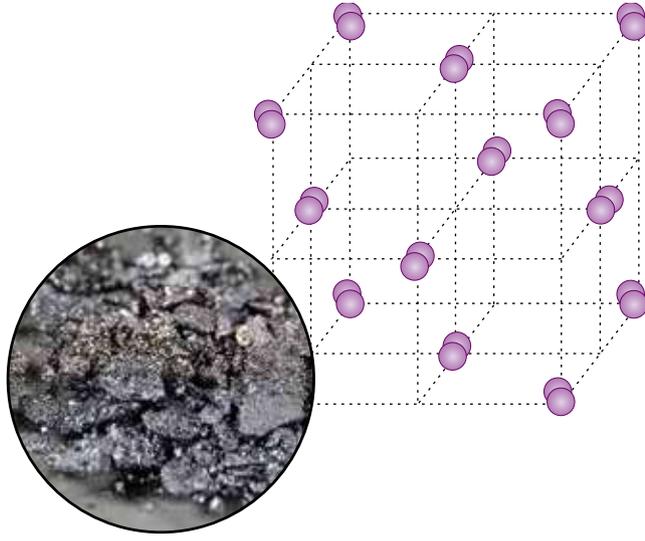
المواد الصلبة البلورية Crystalline Solids

تتكون المواد الصلبة البلورية Crystalline Solids من جسيمات، إما أن تكون ذرات أو جزيئات أو أيونات، وقد صنفت المواد الصلبة البلورية بناءً على نوع الروابط أو قوى التجاذب بينها إلى أربعة أنواع، والجدول (4) يوضح نوع المادة، ونوع الجسيمات المكونة لها، ونوع الروابط بينها، مع أمثلة عليها.

✓ **أتحقق:** ما الفرق بين المواد الصلبة البلورية وغير البلورية؟

الجدول (4): أنواع المواد الصلبة البلورية.

نوع المادة الصلبة	نوع الجسيمات	الروابط أو قوى الترابط	أمثلة على كل نوع
صلبة جزيئية	جزيئات وذرات الغازات النبيلة	قوى لندن، قوى ثنائية القطب، روابط هيدروجينية	$Ne_{(s)}$, S_8 , I_2 , $H_2O_{(s)}$
صلبة أيونية	أيونات	رابطة أيونية	LiF , $CsCl$, $CuBr_2$
صلبة شبكية تساهمية	ذرات	رابطة تساهمية	الماس SiO_2 , Si , SiC , C
صلبة فلزية	ذرات	رابطة فلزية	Al , Na

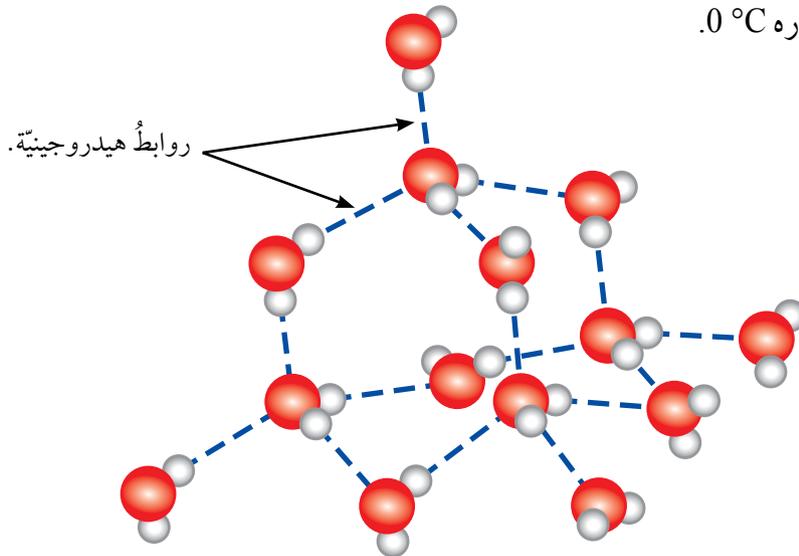


الشكل (21): بلورة اليود.

المواد الصلبة الجزيئية Molecular Solids

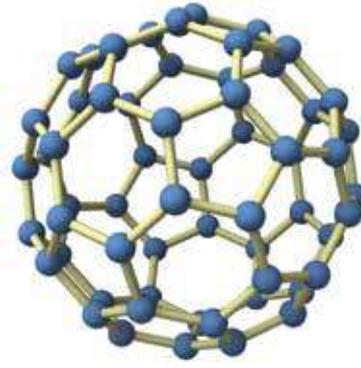
الجسيمات المكوّنة للمواد الصلبة الجزيئية **Molecular Solids** هي ذرات أو جزيئات تترابط مع بعضها بقوى تجاذب ضعيفة نسبياً؛ لذلك فإنها تشترك في صفات عدّة، منها أنها مواد هشة ذات درجات انصهار منخفضة، كما أنها غير موصلة للتيار الكهربائي؛ ويرجع ذلك إلى أنّ الجزيئات المكوّنة لها متعادلة الشحنة ترتبط مع بعضها بقوى تجاذب ضعيفة؛ فمثلاً، بلورة اليود تتكوّن من جزيئات اليود I_2 المتعادلة التي تترابط بقوى لندن الضعيفة؛ لذلك فإن درجة انصهاره منخفضة ($114^\circ C$)، 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 البلورة مركزاً لرباعي الأوجه منتظم، كما في الشكل (22)، وتبلغ درجة انصهاره $0^\circ C$.



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

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



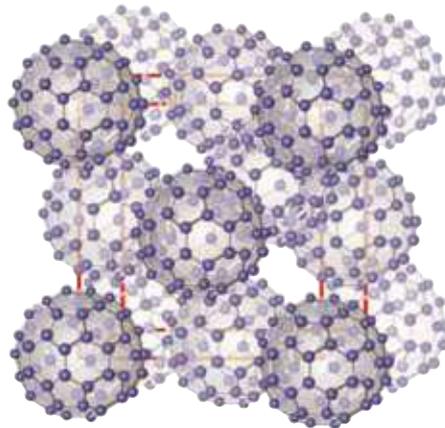
ويكون الكربون مادة صلبة جزيئية تُسمى بكمسترفولرين Buckminsterfullerene أو كرات باكي، اكتشفت عام 1985، تتكون من جزيئات كروية الشكل مجوفة صيغتها الجزيئية C_{60} ؛ إذ تترابط ذرات الكربون داخل الجزيء الواحد (الكرة الواحدة) بروابط تساهمية بحيث ترتبط كل ذرة كربون بثلاث ذرات أخرى مكونة حلقات خماسية وسداسية مرتبطة مع بعضها بعضاً تشبه كرة القدم. انظر الشكل (23).

وتترابط الجزيئات (الكرات) مع بعضها بقوى لندن الضعيفة، انظر الشكل (24)، مكونة بلورات إبرية الشكل سوداء اللون تُسمى بكمسترفولرين.

وتتميز بلورات بكمسترفولرين بأنها غير موصلة للتيار الكهربائي؛ لأنها تتكون من جزيئات متعادلة كما في اليود والماء، وتبلغ درجة انصهارها 600°C ؛ حيث يجري عند صهرها التغلّب على قوى لندن التي تربط الجزيئات مع بعضها فقط.

✓ **أتحقق:** أفسّر الارتفاع النسبي لدرجة انصهار بكمسترفولرين مقارنة بالمواد الصلبة الجزيئية الأخرى.

الشكل (24): بلورة
بكمسترفولرين.



المواد الصلبة الأيونية Ionic Solids

تتكوّن جُسيماتُ الموادّ الأيونية من أيونات موجبة وسالبة تتجاذبُ وتترابط برابطة أيونية، من الأمثلة عليها كلوريد البوتاسيوم KCl وأكسيد الكالسيوم CaO، ويوضّح الشكل (25) بلّورة أكسيد الكالسيوم.

تُعَدُّ الرابطة الأيونية رابطةً قويّة؛ لذلك فإنّ الموادّ الصلبة الأيونية **Ionic Solids** شديدة الصلابة ودرجات انصهارها مرتفعة؛ فمثلاً، درجة انصهار كلوريد البوتاسيوم 770°C ، ودرجة انصهار أكسيد الكالسيوم 2572°C ، أمّا سبب ارتفاع درجة انصهار أكسيد الكالسيوم مقارنةً بكلوريد البوتاسيوم فيرجعُ إلى أنّ شحنة كلٍّ من أيوني الكالسيوم والأكسجين $(+2, -2)$ ، وهي أكبر من شحنة كلٍّ من أيوني البوتاسيوم والكلور التي تساوي $(+1, -1)$ ؛ لذلك فإنّ قوّة التجاذب بين أيوني الكالسيوم والأكسجين أكبرُ والرابطة الأيونية بينهما أقوى.

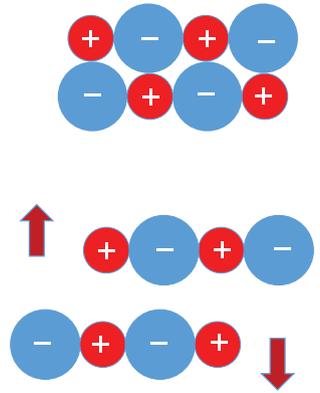
ورغم شدّة صلابة الموادّ الأيونية فإنّها هشّة، وإذا تعرّضتِ البلّورات للطّرق فإنّ أيوناتها تتحرّكُ (تنزلق) بالنسبة إلى بعضها بعضاً بحيثُ تتقاربُ الأيونات المتشابهة في الشحنة فتتنافر، وهو ما يؤدي إلى تحطّم البلّورة، كما يبيّن الشكل (26).

لا توصل الموادّ الصلبة الأيونية التيار الكهربائي؛ لأنّ أيوناتها مرتبطة برابطة أيونية قويّة؛ أي أنّها غيرُ حرّة الحركة، أمّا عند صهرها أو إذابتها في الماء فإنّ أيوناتها تصبحُ حرّة الحركة، كما يظهرُ في الشكل (27)؛ لذلك توصلُ محاليلها ومصاهيرها التيار الكهربائي.

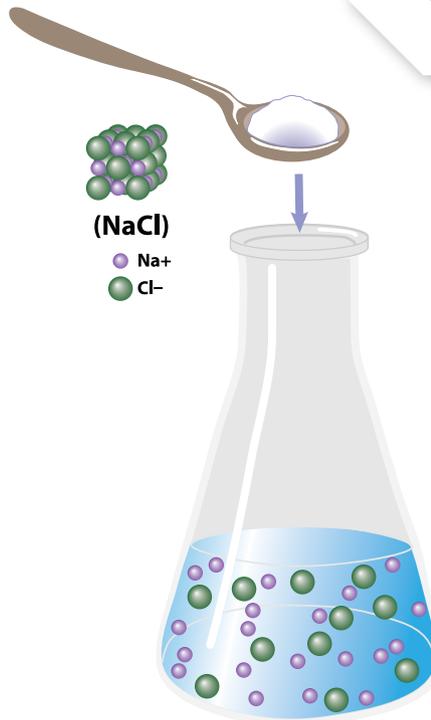
✓ **أتحقّقُ:** أفسّر: درجة انصهار LiCl أقلُّ من درجة انصهار MgO.



الشكل (25): بلّورة أكسيد الكالسيوم.



الشكل (26): تحطّم بلّورة المادّة الأيونية نتيجة تعرّضها للطّرق.



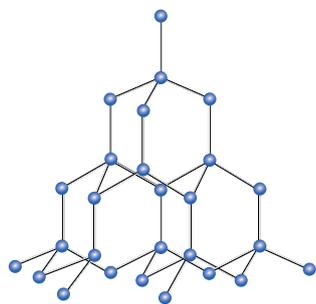
الشكل (27): محلولُ NaCl

المواد الصلبة الشبكية التساهمية Covalent Network Solids

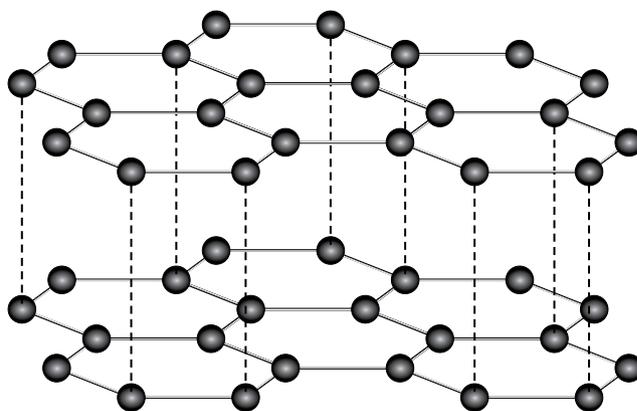
جسيمات المواد الصلبة الشبكية التساهمية Covalent Network Solids

ذرات تترابط في ما بينها بروابط تساهمية في بناء شبكي صلب، مثل الماس، الذي يتكوّن من ذرات الكربون؛ حيث ترتبط كل ذرة كربون بأربع روابط تساهمية مع أربع ذرات كربون أخرى، وتكون كل ذرة مركزاً الرباعي الأوجه منتظم، كما يظهر في الشكل (28)، الذي يوضّح التركيب الشبكي لبلورة الماس. والماس عالي القساوة ودرجة انصهاره مرتفعة تساوي $3550\text{ }^{\circ}\text{C}$ ، كما أنه غير موصل للتيار الكهربائي؛ نظراً إلى أن إلكتروناته مقيدة غير حرة الحركة، وهو يعدّ أكثر المواد الطبيعية قساوة؛ لذا يُستخدم في صناعة أدوات القطع والقص، كرؤوس حفارات آبار البترول.

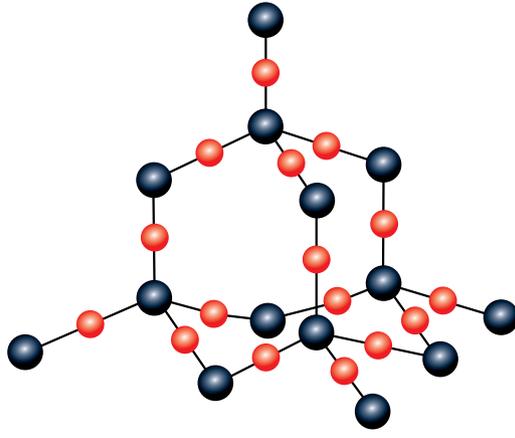
وهناك شكل آخر من البلورات يكوّنه الكربون، هو الغرافيت؛ حيث ترتبط كل ذرة كربون بثلاث ذرات كربون أخرى بحيثُ تشكّل حلقات سداسية الشكل، وتشكّل هذه الحلقات مع بعضها طبقات رقيقة، كما يظهر في الشكل (29)، تترابط مع بعضها بقوى لندن الضعيفة، وهذا الترابط الضعيف يجعل الغرافيت مادة هشة، ويسهل انزلاق الطبقات المكوّنة له فوق بعضها بعضاً؛ لذا يُستخدم في صناعة أقلام الرصاص. ونظراً إلى وجود 3 روابط π بين ذرات الكربون المشكّلة لكل حلقة فإن الإلكترونات المشاركة فيها تشكّل ما يشبه السحابة بين الطبقات؛ ممّا يجعل الغرافيت موصلاً للتيار الكهربائي، وهو بذلك يشدّ في خصائصه عن خصائص المركبات الشبكية التساهمية على نحو عام، وتبلغ درجة انصهاره $3730\text{ }^{\circ}\text{C}$.



الشكل (28): بلورة الماس.



الشكل (29): رسم تخطيطي للطبقات المكوّنة للغرافيت.



الشكل (30): بلورة الكوارتز.

تُسمّى ظاهرة وجود أكثر من شكل بلوري للعنصر الواحد في الحالة الفيزيائية نفسها **ظاهرة التآصل Allotropy**، ويُسمّى كلٌّ من الماس والغرافيت وبكمنستر فولرين مُتآصلات.

ويُعَدُّ الكوارتز SiO_2 أيضًا مثالًا آخر على المواد الصلبة الشبكية التساهمية، وتشبه بلورته بلورة الماس، كما يظهر في الشكل (30)؛ حيث ترتبط كلُّ ذرّة سليكون بأربع ذرّات أكسجين (تمثّل الكرات السوداء ذرّات السليكون، وتمثّل الكرات الحمراء ذرّات الأكسجين)، والكوارتز أيضًا شديد القساوة، ولكنه أقل قساوة من الماس، وتبلغ درجة انصهاره 1710°C .

وتتميّز المواد الصلبة الشبكية التساهمية بالقساوة وبدرجات انصهار مرتفعة؛ نظرًا إلى قوّة الروابط التساهمية التي تربط بين ذراتها، وهي غير موصلة للتيار الكهربائي في حالتها الصلبة والسيولة على نحوٍ عام.

✓ **أتحقّق:** أفسّر: الغرافيت موصلٌ جيّد للكهرباء.

أبحاث: تمكّن العلماء عام 2004 من الحصول على طبقة واحدة من الغرافيت سُمّيت غرافين Graphene. مستعينًا بالكلمات المفتاحية (غرافين) أو (خصائص الغرافين)، أبحاث في خصائص الغرافين واستخداماته، وأكتب تقريرًا بذلك (أو عرضًا تقديميًا)، ثم أعرّضه أمام معلّمي وزملائي.



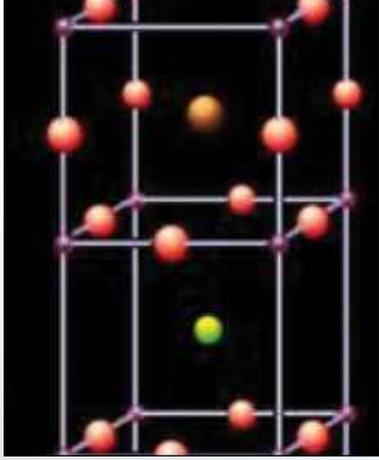
السيراميك فائق التوصيل Super Conducting Ceramic

السيراميك مادة صلبة قد تكون بلوريةً شبكيةً تساهميةً أو أيونيةً أو تجمع الاثنين معاً، وقد تكون غير بلورية. وهو شديد الصلابة، لكنّه هشّ، وكثافته أقلّ من المعادن، كما أنه ثابتٌ على درجات الحرارة العالية ولا يتشوّه بسهولة تحت تأثير الضغط.

اكتشفَ الباحثان J.G.Bednorz و K.A.Muller التوصيل الفائق للسيراميك عام 1986، وقد مُنحَا مقابل ذلك جائزة نوبل في الفيزياء.

والتوصيل الفائق هو اختفاء المقاومة الكهربائية كلياً في بعض المواد عند تبريدها لدرجة حرارة منخفضة جداً قريبة من الصفر المطلق.

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



الموادُّ الصُّلبة الفلزيَّة Metallic Solid

ذراتُ الفلزاتِ هي الجُسيماتُ التي تكوّنُ الموادَّ الصُّلبة الفلزيَّة **Metallic Solids**. انظرِ الشكلين (31، 32)، وتشاركُ بمجموعةٍ من الصِّفاتِ، منها: درجاتُ انصهارها مرتفعةٌ على نحوٍ عامٍ، وموصلةٌ للتيار الكهربائيِّ، وقابلةٌ للطَّرْق والسَّحبِ، ويرجعُ السببُ في هذه الصِّفاتِ إلى طبيعةِ الرابطةِ الفلزيَّةِ بين ذراتها. وبسببِ طاقةِ التَّأينِ المنخفضةِ للفلزاتِ فإنَّ إلكتروناتِ الغلافِ الأخيرِ فيها ضعيفةُ الارتباطِ بالأنويَّةِ؛ لذلك عندما ترتبُّ ذراتُ الفلزِ في البلّورةِ فإنَّ إلكتروناتِ الغلافِ الأخيرِ تكونُ حُرَّةَ الحركةِ، ويمكنُ تخيُّلُ البلّورةِ كأنَّها صفوفٌ من الأيوناتِ الموجبةِ مغمورةٌ في بحرٍ من الإلكتروناتِ السالبةِ حُرَّةِ الحركةِ، كما يوضِّحُ الشكل (33)، وهي قابلةٌ للطَّرْق والسَّحبِ؛ لأنَّ الضغطَ على صفوفِ الأيوناتِ الموجبةِ بالطَّرْق يجعلها تنزلقُ مبتعدةً عن بعضها، ولكنها تبقى مترابطةً بفعلِ تجاذبها معَ الإلكتروناتِ الحُرَّةِ، ومن ثَمَّ يمكنُ تشكيلها صفائحٍ أو أسلاكًا أو قضبانًا، أمَّا قدرتها على إيصالِ التيارِ الكهربائيِّ فراجعةٌ لبحرِ الإلكتروناتِ السالبةِ حُرَّةِ الحركةِ في البلّورةِ، وسببُ صلابتها ودرجاتِ انصهارها المرتفعةِ عائِدٌ إلى قوَّةِ التجاذبِ الناشئةِ بين بحرِ الإلكتروناتِ حُرَّةِ الحركةِ والأيوناتِ الموجبةِ المحيطةِ بها. وعندِ مقارنةِ درجةِ انصهارِ كلِّ من عنصريِ الصوديومِ والمغنيسيومِ نجدُ أنَّ درجةَ انصهارِ الصوديومِ Na تساوي 98°C ودرجةَ انصهارِ المغنيسيومِ Mg تساوي 250°C ، وهو ما يدلُّ على أن الرابطةَ الفلزيَّةَ في المغنيسيومِ أقوى منها في الصوديومِ؛ لأنَّ عددَ إلكتروناتِ التكافؤِ في المغنيسيومِ (2) مقارنةً بالصوديومِ، الذي عددُ إلكتروناتِ تكافئه (1)، وكذلك فإنَّ شحنةَ نواةِ ذرَّةِ المغنيسيومِ أكبرُ منها لذرَّةِ الصوديومِ، ومن ثَمَّ فإنَّ قوىَ التجاذبِ بين أنويةِ ذراتِ المغنيسيومِ والإلكتروناتِ حُرَّةِ الحركةِ في بلورةِ المغنيسيومِ أكبرُ منها في الصوديومِ.

✓ **أتحقَّقُ:**

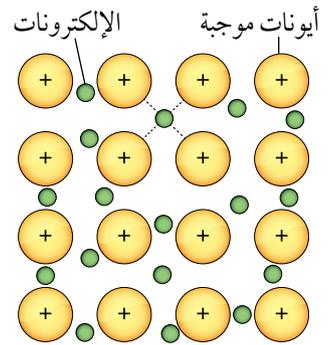
- أفسرُ قابليَّةَ الموادِّ الصُّلبةِ الفلزيَّةِ للطَّرْقِ والسَّحبِ.
- أحدِّدُ أيَّ العنصرينِ؛ Li أم Na، له أعلى درجة انصهار.



الشكل (31): بلّورةُ النيكلِ.



الشكل (32): بلّورةُ الذهبِ.



الشكل (33): الرابطةُ الفلزيَّةُ، وتظهرُ صفوفُ الأيوناتِ الموجبةِ في بحرِ الإلكتروناتِ السالبةِ.



تمكّن فريق من الباحثين من تطوير جيل جديد من السبائك المعدنية للأغراض الطبية مُخصّصة لعمل الدعامات القلبية. والسيكة المُبتكرة مُصنّعة من التيتانيوم Ti، مُضاف إليه معدن التنتاليوم Ta بنسبة 6% ومعدن النيوبيوم Nb بنسبة 17%، وهي تمتاز بمرونة فائقة وقوة كبيرة ومعدلات رفض منخفضة، كما أنها خالية من العناصر السامة أو تلك التي تُسبب التهابات عصبية أو حساسية. وتصميم دعامات الشرايين الجديد متوازن؛ يعتمد على الهندسة النانوية، ويجمع بين انخفاض التكلفة والملاءمة الحيوية العالية.

الدعامات القلبية المستخدمة لفتح الشرايين.

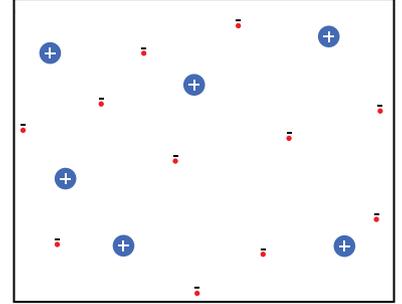
مراجعةُ الدرس

- 1 - الفكرةُ الرئيسة: ما المقصودُ بكلِّ ممّا يأتي:
 - المادةُ الصّلبة البلّورية.
 - المادةُ الصّلبة غيرُ البلّورية.
 - ظاهرةُ التآصل.
- 2 - أفسّر:
 - أ - الموادُ الصّلبة غيرُ قابلةٍ للانضغاط أو الجريان.
 - ب - انخفاضُ درجة انصهار بكمسترفولرين مقارنةً بدرجتي انصهار الماس والغرافيت.
 - 3 - أحدّد نوعَ الروابط التي تُكسرُ عند انصهار كلِّ من الموادِ الصّلبة البلّورية الآتية:
 - المادةُ الصّلبة الأيونية
 - المادةُ الصّلبة الفلزيّة
 - المادةُ الصّلبة الجزيئية
 - المادةُ الصّلبة الشبكية التساهمية
 - 4 - أحدّد نوعَ المادةِ الصّلبة البلّورية لكلِّ ممّا يأتي: KI ، Ni ، SiC ، $NH_{3(s)}$
 - 5 - أصنّف الموادِ الصّلبة الآتية حسبَ نوعها: مادةٌ صلبة جزيئية، مادةٌ صلبة أيونية، مادةٌ صلبة فلزيّة، مادةٌ صلبة شبكية تساهمية.
 - أ - مادةٌ صلبة غيرُ موصلة للكهرباء تنصهرُ على درجة حرارة $650^{\circ}C$ ومصهورها موصّل للكهرباء.
 - ب - مادةٌ صلبة صفراءُ اللون براقّة موصلة للكهرباء.
 - ج - مادةٌ شديدة الصّلابة درجة انصهارها $2730^{\circ}C$ غيرُ موصلة للكهرباء عند صهرها.
 - د - مادةٌ صلبة هشة صفراءُ اللون ذات رائحة مميزة تنصهرُ على درجة حرارة $119^{\circ}C$.



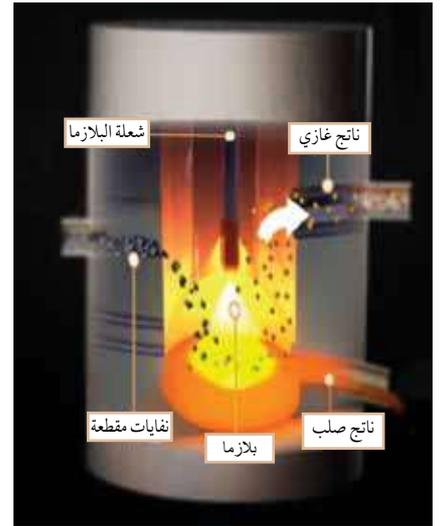
الحالة الرابعة للمادة Plasma

البلازما Plasma أو الغازات المتأينة خليطٌ غازيٌّ مكوّنٌ من الإلكترونات حُرّة الحركة والأيونات الموجبة الناتجة بعد انفصال الإلكترونات عن الذرّة. وتتكوّن البلازما نتيجة درجات الحرارة التي تزيد على عدّة آلاف درجة سيليزية، وتتواجد طبيعياً في الشمس والنجوم والمجرات والسُّدم، كما تتكوّن بفعل الضّوء عند حدوث البرق؛ حيث تتأينُ جزيئاتُ الهواء، وكذلك يمكنُ تحضيرها صناعياً. تشبهُ البلازما في خصائصها الغازات؛ إذ ليس لها حجمٌ أو شكلٌ ثابتان، ولكن قوَى التجاذب الكبيرة بين مكوّناتها تكسبها خصائصَ غيرَ متوقّعة، مثل توصيل التيار الكهربائي، وهذا المزيغٌ من الخصائص هو ما جعلها تُصنّفُ حالةً رابعةً للمادّة.



مكوّنات البلازما

وللبلازما العديد من الاستخدامات التكنولوجية الحديثة، منها محوّل النفايات البلازمية Plasma Waste Converter، الذي يتعامل مع معظم مخلفات المواد بما فيها الموادّ الخطرة، وتنتج البلازما فيه على درجة حرارة تصل إلى 7000 °C؛ حيث تعمل الطاقة المخترنة في البلازما على كسر الروابط بين جزيئات موادّ النفايات فتتفكك إلى العناصر المكوّنة لها، وتقسّم النواتج النهائية في هذا المحوّل إلى نوعين؛ ناتج غازي غنيّ بغاز الهيدروجين يُسمّى Syngas، وناتج صلب يُسمّى 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 الصلب باختلاف طريقة تبريده، ويستفاد من غاز الهيدروجين الناتج بوصفه مصدراً للطاقة (وقود للمركبات)، وتستخدم الغازات الساخنة الأخرى لتوليد الطاقة الكهربائية، أمّا الناتج الصلب فيستخدم في صناعة الكونكريت (الإسمنت) والأسفلت.



محوّل النفايات البلازمية.

ولمحوّل النفايات البلازمية فوائد عديدة مقارنةً بالطرائق التقليدية لمعالجة النفايات؛ فهو لا يحتاج إلى أراضٍ لطمّر النفايات، كما أنّ كمية غازات الدفيئة وملوثات الهواء الناتجة منه أقل منها في المكبات الخاصة بحرق النفايات، ورغم هذه الفوائد فإن محطات معالجة النفايات باستخدام البلازما محدودة العدد؛ نظراً إلى كلفة إنشائها المادية الكبيرة.

مراجعة الوحدة

1. أوضِّح المقصود بكل من:

- التصادمات المرنة.
- قانون أفوجادرو.
- المائع.
- المادة الصلبة الجزيئية.

2. أفسِّر ما يأتي:

- يتناسب ضغط الغاز طرديًا مع درجة حرارته عند ثبات حجمه.
- انتشار غاز NH_3 أسرع من انتشار غاز CO_2 .
- درجة انصهار CH_3COOH أكبر من درجة انصهار $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$.

3. أحسب كتلة غاز O_2 الموجودة في وعاء حجمه 5 L عند درجة حرارة 20°C وضغط 1.5 atm.
4. أحسب كثافة غاز SO_2 عند درجة حرارة 35°C وضغط 0.97 atm.
5. يحتوي وعاء حجمه 1.64 L على 1.1 g CO_2 و 1.6 g O_2 وكتلة مجهولة من N_2 . إذا علمت أن الضغط الكلي للغازات الثلاثة يساوي 1.5 atm عند درجة حرارة 27°C ، فاحسب:

- الضغط الجزئي لكل من الغازات CO_2 ، O_2 ، N_2 .
- كتلة غاز N_2 في الوعاء.

6. أدرُس الجدول الآتي، الذي يبيِّن الضغط البخاري لثلاثة سوائل A, B, C عند درجة حرارة معينة، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

- | المادة | A | B | C |
|--------------------|-----|-----|----|
| الضغط البخاري mmHg | 225 | 580 | 50 |

- ما المادة الأسرع تبخرًا؟

• ما المادة التي لها أعلى درجة غليان عادية؟

- أرتب السوائل الثلاثة حسب تزايد قوى التجاذب بين جزيئاتها.

7. إذا كانت طاقة التبخر المولية للسوائل الآتية، كما هو موضح:

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

فهل تتفق هذه القيم مع توقعاتك؟ فسِّر إجابتك.

8. أحدد المادة التي لها أعلى درجة انصهار بين الأزواج الآتية:

LiF , Li_2O

SiO_2 , CO_2

Na , Al

9. إذا علمت أن كثافة الماس 3.5 g/mL، وأن كثافة الغرافيت 2.3 g/mL. اعتمادًا على التركيب البلوري لبكمنسترفولرين، هل تتوقع أن تكون كثافته أكبر أم أقل منهما؟ برِّر إجابتك.

10. أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:

1. إحدى العبارات الآتية لا تتفق مع نظرية الحركة الجزيئية:

أ- حركة جزيئات الغاز مستمرة وعشوائية.

ب- متوسط الطاقة الحركية للغازات ثابت عند درجة الحرارة نفسها.

ج- تتصادم جزيئات الغاز تصادمات مرنة.

د - تتحرك جميع جزيئات الغاز بالسرعة نفسها عند درجة الحرارة نفسها.



(2). إذا علمت أن الكتلة المولية للغازات الآتية

($H_2 = 2g/mol$ ، $N_2 = 28g/mol$ ، $O_2 = 32g/mol$ ، $Ne = 20g/mol$)

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

أ- H_2 ب- N_2 ج- O_2 د- Ne

(3). عينة من الغاز المحصور حجمها (V) عند درجة حرارة ($35^\circ C$)، فإن درجة الحرارة التي يتضاعف عندها حجم الغاز ($2V$) عند ثبات الضغط، هي:

أ- $35^\circ C$ ب- $70^\circ C$ ج- $308^\circ C$ د- $343^\circ C$

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

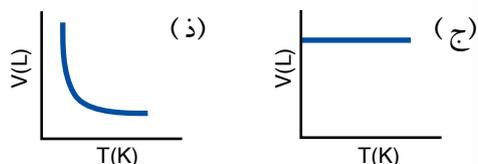
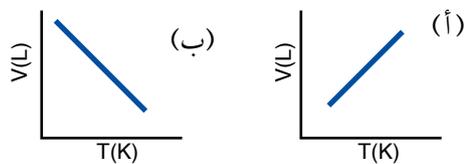
أ- $1/6$ من الضغط الأصلي

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:



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

أ- CH_3CH_3 ب- $CH_3CH_2CH_3$

ج- CH_3CH_2OH د- CH_3OCH_3

(7). ترتيب السوائل الآتية: CH_4 ، $CHBr_3$ ، CH_3Cl :

حسب تناقص طاقة تبخرها المولية:

أ- $CHBr_3 < CH_4 < CH_3Cl$ ب- $CHBr_3 < CH_3Cl < CH_4$

ج- $CH_3Cl < CHBr_3 < CH_4$ د- $CH_4 < CH_3Cl < CHBr_3$

(8). أحد العوامل الآتية لا يؤثر في الضغط البخاري للسائل:

أ- حجم السائل ب- شكل الإناء

ج- درجة الحرارة د- الإجابتان أ+ب

(9). إذا علمت أن عنصر البورون صلب للغاية، درجة انصهاره $2300^\circ C$ ، وهو رديء التوصيل للكهرباء على درجة الحرارة العادية، فإن نوع المادة الصلبة البلورية التي يكونها:

أ- جزيئية ب- شبكية تساهمية

ج- فلزية د- أيونية

(10). المادة الصلبة البلورية الموصلة للتيار الكهربائي في حالتها الصلبة والسيولة، هي:

أ- KF ب- SiO_2

ج- Cu د- S_8



أتأمل الصورة

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

الفكرة العامة:

تُصنَّفُ الموادُّ إلى قسمين؛ موادَّ نقيَّة ومخاليط. والمحاليلُ إحدى أنواع المخاليط، لها خصائصٌ معيَّنة، ويمكن حساب تركيزها بطرائقٍ عدَّة.

الدرس الأول: تصنيفُ المحاليل

الفكرة الرئيسة: المحاليلُ مخاليطٌ مُتجانسة، وتُقسَّمُ إلى أنواعٍ مختلفةٍ وفقَّ حالة المُذيب الفيزيائية وحالة الإشباع والتوصيل الكهربائيِّ وحجم جسيمات المُذاب.

الدرس الثاني: طرائقُ التعبير عن تركيز المحاليل

الفكرة الرئيسة: يمكن التعبير عن تركيز المحلول بالكسر الموليِّ والنسبة المئوية والمولارية والمولالية.

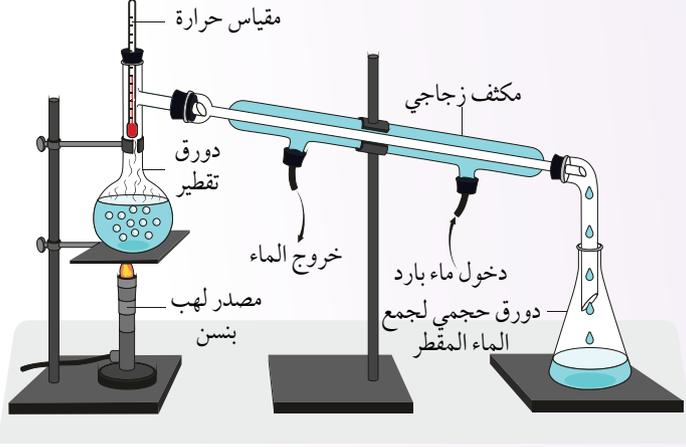
الدرس الثالث: خصائصُ المحاليل وأهميَّتها

الفكرة الرئيسة: للمحاليل خصائصٌ عدَّة، كالضغط البخاريِّ ودرجة الغليان ودرجة التجمُّد والضغط الأسموزيِّ.

تجربة استخلاص

خصائص المحاليل

جهاز التقطير



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

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

خطوات العمل:

- 1 أقيس:** أزن 10 g من السكر بالميزان، وأذيبها في 100 g من الماء المقطر، ثم أضعها في دورق التقطير.
- 2 أطبق:** أضف 3 - 4 من حبيبات الغليان إلى المحلول، ثم أركب جهاز التقطير، كما هو موضح في الشكل.
- 3 أنظّم:** أسخن المحلول، ثم أسجل قراءة مقياس الحرارة كل 5 دقائق، وأستمّر إلى ما بعد الغليان بقراءتين.
- 4 أكرّر:** أكرّر الخطوات السابقة بإذابة 20 g من السكر في 100 g من الماء المقطر.

التحليل والاستنتاج:

- 1- ما درجة الحرارة التي يغلي عندها كل محلول من المحلولين؟
- 2- **أصِف** التغير في قراءة مقياس الحرارة لكل من المحلولين.
- 3- **أقارن** درجة غليان المحلول بدرجة غليان الماء النقي.
- 4- **أفسّر** اختلاف درجة غليان المحلول عن درجة غليان الماء النقي.

المخاليط Mixtures

توجد المواد من حولنا على شكل مخاليط، فالماء الذي نشربه والعصائر الصناعية والعقاقير الطبية وغيرها ما هي إلا أمثلة على المخاليط. فما المخلوط؟ وما أنواع المخاليط؟ وكيف تُصنّف؟ تُصنّف المواد تبعاً لتركيبها إلى مواد نقية ومخاليط، فالمواد النقية تتكوّن من نوع واحد من الجسيمات، ويكون لها تركيب ثابت ومنتظم، مثل العناصر والمركّبات.

إلا أنه يصعب بقاء المواد في الطبيعة بصورة نقيّة؛ فهي تختلط مع المواد المحيطة بها، وينشأ نتيجة لذلك ما يُعرف بالمخاليط Mixtures، التي تتكوّن من مزيج من مادّتين نقيّتين أو أكثر، تبقى كلّ منها محتفظةً بخصائصها الكيميائية، ويبيّن الشكل (1) عدداً من المواد النقيّة والمخاليط.

الفكرة الرئيسة:

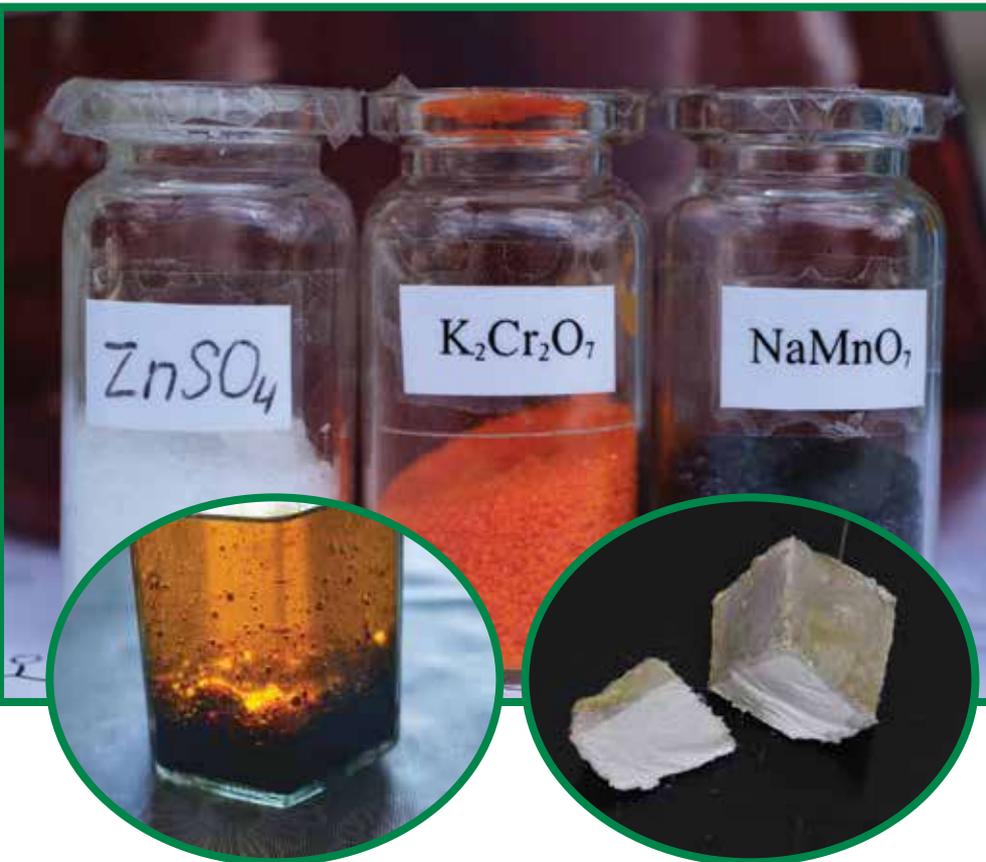
المحاليل مخاليط متجانسة، وتقسّم إلى أنواع مختلفة وفق حالة المذيب الفيزيائية وحالة الإشباع والتوصيل الكهربائي وحجم جسيمات المذاب.

تأجرات التعلّم:

- أُصنّف المواد إلى نقيّة ومخاليط متجانسة وغير متجانسة.
- أُصنّف المحاليل وفق خصائص محددة.
- أستنتج أثر درجة الحرارة والضغط في ذائبية المواد الصلبة والسائلة والغازية في الماء.

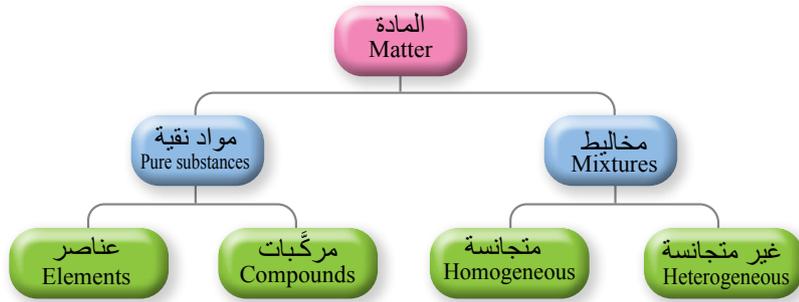
المفاهيم والمصطلحات:

Mixtures	المخاليط
	مخاليط متجانسة
	Homogeneous Mixtures
	مخاليط غير متجانسة
	Heterogeneous Mixtures
Suspension Mixture	المخلوط المُعلّق
Colloid Mixture	المخلوط العروبي
Solution	المحلول
Solubility	الذائبية



الشكل (1): مواد نقية ومخاليط.

الشكل (2): تصنيف المادة.



يختلف تركيب المخلوط تبعاً 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 أن المواد في الطبيعة تُقسّم إلى مواد نقية ومخاليط. انظر الشكل (2).

أنواع المخاليط Mixtures

عرفت في ما سبق أن المخلوط يتكوّن من مزيج من مادّتين أو أكثر من المواد النقية، تحتفظ كل منها بخصائصها الكيميائية. وتقسّم المخاليط إلى قسمين؛ المخاليط المتجانسة Homogeneous Mixtures، والمخاليط غير المتجانسة Heterogenous Mixtures.

المخاليط غير المتجانسة Heterogenous Mixtures

تتكوّن **المخاليط غير المتجانسة** من مادّتين أو أكثر من المواد النقية لا تتمزج مكوناتها امتزاجاً تاماً؛ إذ تحتفظ كل منها بخصائصها الكيميائية وتبقى في المخلوط متميزة عن غيرها من المكونات، ويمكن تعريف نوعين أساسيين من المخاليط، هما: المخلوط المعلق، والمخلوط الغروي.

المخلوط المعلق Suspension Mixture لا تتمزج مكوناته مع بعضها بعضاً وتتوزع 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 تترسب 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 واضحتين أو أكثر يمكن رؤيتها بالعين المجردة إذا تركت لفترة من غير تحريك.



الشكل (3): مخاليط غير متجانسة.

Formulations of Mixtures المخلِيطُ التركيبيُّ

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

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

تمتاز جسيمات المخلوط الغروي بالحركة البراونية؛ حيث تتحرك في السائل حركة عشوائية في جميع الاتجاهات، وتتصادم مع جسيماته مما يمنع ترسبها. وتظهر المخاليط الغروية المركزة عكيرة ومُعتمة، أمّا المُخففة منها فتظهر صافية وشفافة وتشتت الضوء عند مرور حزمة ضوئية خلالها، في ما يُعرف بظاهرة تndال، انظر الشكل (4)؛ حيث يُلاحظ بوضوح تشتت حزمة الضوء عند مرورها في المخلوط الغروي، في حين لا يُلاحظ ذلك الأثر عند مرور حزمة من الضوء عبر محلول من كلوريد الصوديوم (مخلوط متجانس).

الجدول (1): أمثلة على تصنيف المخاليط الغروية.

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



الشكل (4): ظاهرة تndال في المخلوط الغروي.

الربط بالحياة

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



المخاليط المتجانسة (Homogeneous Mixture (Solution):

يسمى المخلول المتجانس **محلول Solution**، ويتكوّن من مادّتين أو أكثر لا يحدث بينهما تفاعل كيميائي، وتنتشر جسيمات المُذاب Solute على نحوٍ منتظم ومتماثل في جميع أنحاء المُذيب Solvent؛ لذلك يكون المحلول متجانسًا في التركيب والخواص. ويتراوح قطر جسيمات المُذاب في المحلول (0.1-1 nm)؛ لذلك لا تُرى بالعين المُجرّدة أو المُجهر، ولا يمكن فصل مُكوّنات المحلول بالترشيح؛ وذلك لِصِغَرِ حجم جسيماته. ومن أمثلة المحاليل المحلول الناتج من إذابة السُّكَّر في الماء، وكذلك الكثير من المحاليل التي تُستخدم في المختبرات الكيميائية.

تصنيفُ المحاليل:

تختلفُ المحاليلُ في خصائصها وأنواعها، وتُصنّفُ وفقَ حالة الإشباع إلى محاليل غير مشبعة ومحاليل مشبعة ومحاليل فوق الإشباع؛ وذلك تبعًا لنسبة المُذاب في المُذيب؛ فإذا كان المحلول يستوعبُ زيادةً من المُذاب عند درجة الحرارة نفسها فيسمّى المحلول غير المشبع Unsaturated Solution، وإذا كان لا يستوعبُ زيادةً من المُذاب عند درجة الحرارة نفسها فيسمّى المحلول المشبع Saturated Solution، في حين إذا كان يحتوي على زيادة من المُذاب أكثر ممّا يمكنُ إذابته عند درجة حرارة معيّنة في ظروف معيّنة فيسمّى محلول فوق الإشباع Super Saturated Solution.

تُصنّفُ المحاليلُ أيضًا وفقَ قابليّتها للتوصيل الكهربائيّ إلى نوعين، هما، المحاليل الكهرليّة Electrolyte Solutions، وهي التي توصلُ التيارَ الكهربائيّ، سواء كان التوصيل بدرجة قويّة أو بدرجة ضعيفة، والمحاليل اللاكهرليّة Non-Electrolyte Solutions، وهي التي لا توصلُ التيارَ الكهربائيّ.

يمكنُ كذلك تصنيفُ المحاليل تبعًا لحالة المُذيب الفيزيائية إلى محاليل صلبة أو سائلة أو غازية؛ فسيبكيّة الفولاذ -مثلًا- محلولٌ صلبٌ يتكوّن من الحديد والكربون وبعض العناصر الأخرى، يكون فيه الحديد هو المُذيب؛ فهو يشكّل النسبة الأكبر بين المُكوّنات، وكذلك



أعملُ فلماً قصيرًا

باستخدام برنامج صانع الأفلام (movie maker)، يوضّح تصنيف المادة إلى موادّ نقيّة (عناصر ومركّبات) وموادّ غير نقيّة (مخاليط متجانسة وغير متجانسة)، ويشتمل على مُخطّط مفاهيمي ومفهوم كل منها وصورٍ لأمثلة، ثمّ أشاركه معلّمي وزملائي في الصّف.



حالة المحلول	المُذاب	المُذيب	مثال
صُّلب	صُّلب	صُّلب	النُّحاس في الذهب
	سائل	صُّلب	الزئبق في الفضة
	غاز	صُّلب	الهيدروجين في البلاتين
سائل	صُّلب	سائل	الملح في الماء
	سائل	سائل	الخَلّ في الماء
	غاز	سائل	ثاني أكسيد الكربون في الماء
غاز	صُّلب	غاز	جُسيمات الغبار في الهواء
	سائل	غاز	بخار الماء في الهواء
	غاز	غاز	الأكسجين في النيتروجين

الهواء محلولٌ غازيٌّ يكونُ المُذيب فيه غازَ النيتروجين؛ فهو الوسطُ التي تنتشرُ فيه مُكوّناتُ الهواء المختلفة. ويوضِّح الجدول (2) تصنيفَ المحاليل تبعًا لحالة المُذيب ويذكرُ أمثلةً عليها.

وتعدُّ المحاليلُ السائلة التي يكون فيها المُذيب ماءً من أكثر أنواع المحاليل استخدامًا في التفاعلات والمختبرات الكيميائية، وتسمّى المحاليل المائية.

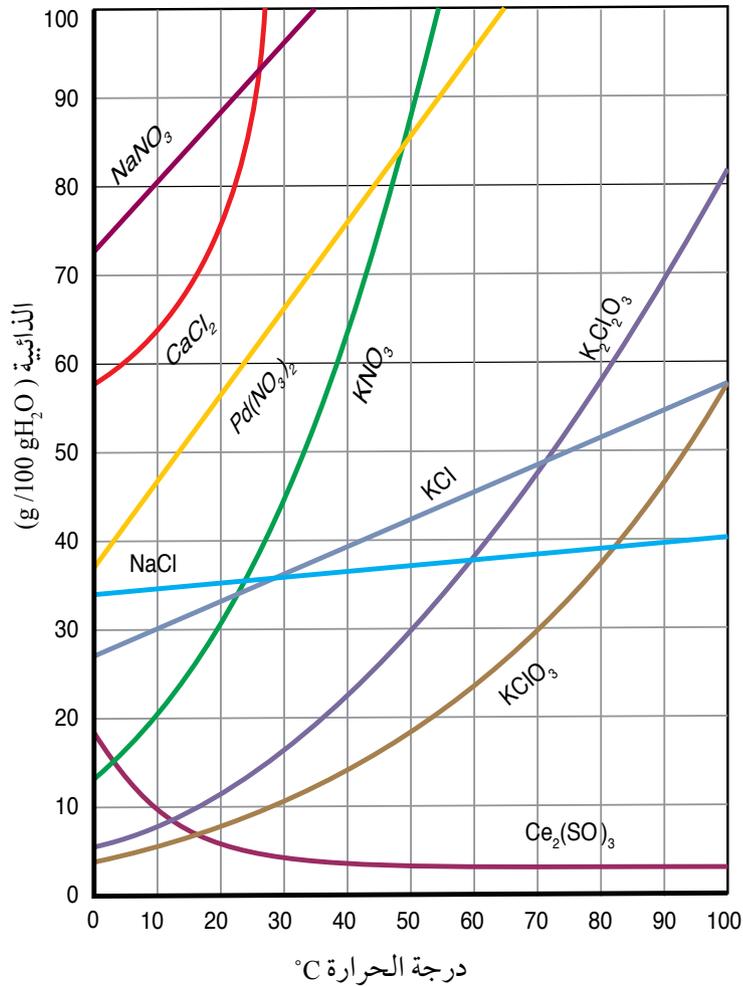
المحاليلُ السائلة:

محلولٌ صُّلبٌ في سائل:

يُذيبُ الماءُ كثيرًا من المواد الصُّلبة، التي يعتمدُ ذوبانها على عاملين أساسيين، هما: طبيعة المادة، ودرجة الحرارة. وتعتمد طبيعة المادة على نوع قوى الترابط بين جُسيماتها؛ ممّا يؤثرُ في ذائبيتها في الماء. وتعرفُ **الذائبيّة Solubility** بأنها أكبر كتلة من المُذاب التي يمكن أن تذوبَ في 100 g من المُذيب (الماء) في درجة حرارة معيَّنة، أو كميّة المُذاب اللازمة لعمل محلول مشبع عند درجة حرارة معيَّنة. وتختلف ذائبيّة المواد الصُّلبة الأيونية (الأملاح) في الماء باختلاف درجة حرارة

الشكل (5): منحنيات
الذائبيّة 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. ويوضّح الشكل (5) منحنيات الذائبيّة لعدد من الأملاح في
100 g من الماء عند درجات حرارة مختلفة.

تُلاحظ من الشكل -بوجه عام- أنّ ذائبيّة الأملاح في الماء تزداد
بزيادة درجة حرارة المحلول، وتفاوت هذه الزيادة من ملح لآخر، كما
هو مبين في الشكل، فمنها ما تلاحظ زيادة ذائبيته على نحو كبير، مثل
KNO₃، ومنها ما تزداد ذائبيته على نحو طفيف، مثل كلوريد الصوديوم
في حين يلاحظ أنّ ذائبيّة الملح Ce₂(SO₄)₃ تقلّ بزيادة درجة الحرارة.

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

أبحاث: أرجع إلى
المواقع الإلكترونيّة عبر
شبكة الإنترنت، ثمّ أصمّم
تجربة لقياس تركيز أيون
الكلوريد Cl⁻ في عينة من
مياه الشرب، وأقارن
النتيجة بالمواصفات الأردنيّة
لمياه الشرب.

محلّول سائل في سائل:

تذوبُ بعضُ السوائل في الماء، في حين لا تذوبُ فيه سوائلُ أخرى؛ فمثلاً يذوبُ فيه الإيثانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ لأنَّ جُزيئاته تمتلكُ خصائصَ قطبيَّةً فتعملُ روابطٌ قويَّةٌ معَ جُزيئات الماء القطبيَّة؛ ممَّا يؤديُّ إلى امتزاجهما وتكوينهما محلّولاً مُتجانساً. وفي المقابل لا يذوب البنزين C_6H_6 في الماء لأنَّ جُزيئاته لا تمتلكُ خصائصَ قطبيَّةً فلا يحدثُ تجاذبٌ بينها وبين جزيئات الماء؛ لذا يكوّنا طبقتين منفصلتين، ولا يمتزجان.

محلّول غاز في سائل:

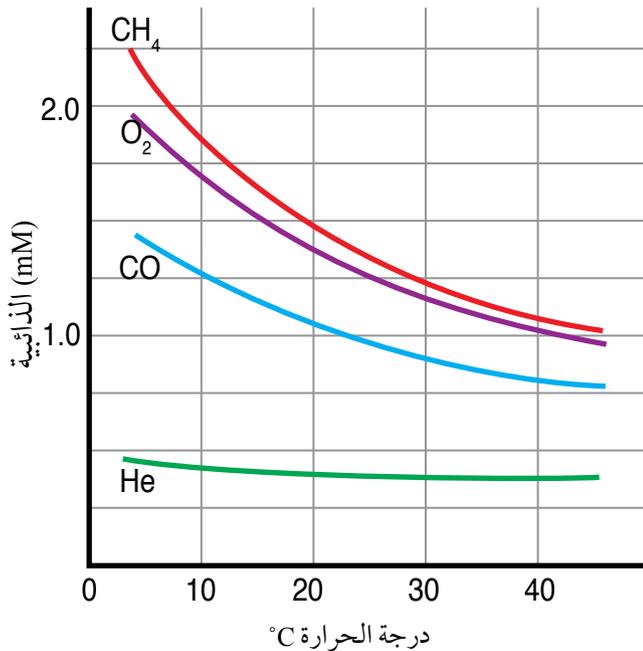
تتفاوتُ الغازاتُ في ذائبيَّتِها في الماء، ويعتمدُ ذلك على طبيعة الغاز المُذاب ودرجة الحرارة وضغط الغاز. ويوضِّحُ الجدول (3) الكتلة الموليَّة لبعض الغازات وذائبيَّتِها في الماء.

بوجهٍ عام، ذائبيَّةُ العديدِ منَ الغازات منخفضةٌ في الماء وتزدادُ بزيادة الكتلة الموليَّة للغاز؛ ويعودُ ذلك إلى زيادة قوى التجاذب بين جُسيمات الغاز وجزيئات الماء. ويوضِّحُ الشكل (6) أثرَ درجة الحرارة في ذائبيَّة بعض الغازات؛ حيثُ يلاحظُ أنَّ ذائبيَّة الغازات في الماء تقلُّ بزيادة درجة الحرارة؛ إذ تزدادُ الطاقة الحركيَّة لِجُسيمات الغاز وتتغلَّبُ على قوى التجاذب بينها وبين جزيئات الماء؛ ما يؤديُّ إلى انفلاتها ومغادرتها المحلول.

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

الغاز	الكتلة الموليَّة Mr (g/mol)	الذائبيَّة $g \text{ Gas} / 100 g \text{ H}_2\text{O}$
N_2	28	0.018
O_2	32	0.040
CO_2	44	0.140

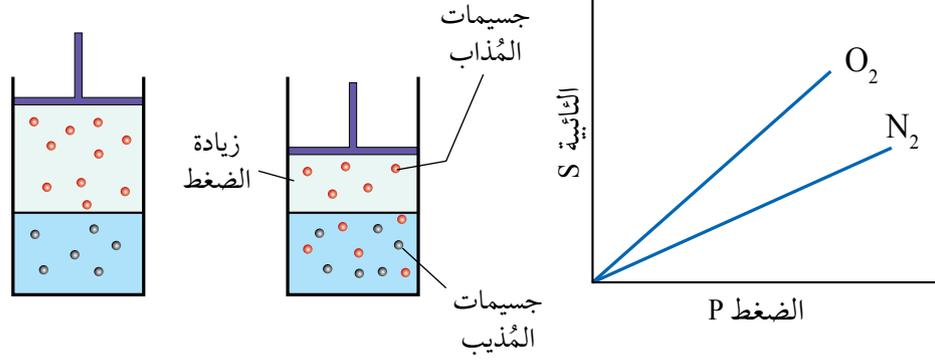
أفكر: لماذا يختلفُ طعمُ ماء الشرب عند تسخينه؟



الشكل (6): أثرُ درجة الحرارة في ذائبيَّة بعض الغازات.

سؤال: أرتبُ الغازات في الشكل وُفقَ ذائبيَّتِها في الماء عند درجة حرارة 20°C .

الشكل (7): العلاقة بين ذائبيّة الغاز وضغطه.



كما تزداد ذائبيّة الغازات في الماء بزيادة الضغط الجزئي للغاز؛ فزيادة الضغط الخارجي فوق المحلول تزداد ذائبيّة الغاز في المذيب. وقد تمكّن العالم هنري من إيجاد علاقة بين ذائبيّة الغاز وضغطه المؤثر في سطح السائل في ما يُعرف بقانون هنري، الذي ينصّ على أنّ «ذائبيّة الغاز في سائل ما تتناسبُ طردياً مع الضغط المؤثر في سطح السائل عند ثبات درجة الحرارة». انظر الشكل (7)، الذي يوضّح العلاقة بين ذائبيّة الغاز وضغطه. وتعتمدُ 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 مغلقة فإنّ ضغط جسيمات الغاز فوق المحلول يعمل على إبقاء الغاز ذائباً فيه، وفي المقابل عند فتحها يقلّ ضغط الغاز المذاب ويلاحظُ تصاعد فقاعاته. ويُعبّر عن قانون هنري كما يأتي:

ذائبيّة الغاز = ثابت هنري × ضغط الغاز

$$S = K_H \times P$$

(S) ذائبيّة الغاز، وتُقاسُ بوحدة g/L

(P) ضغط الغاز، ويُقاسُ بوحدة atm

K_H ثابت هنري

ويمكنُ التعبيرُ عن القانون عند درجة حرارة ثابتة بالصيغة:

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

(S_1) ذائبيّة الغاز عند ضغط (P_1)

(S_2) ذائبيّة الغاز عند ضغط (P_2)

ذائبيّة الفيتامينات في الماء

يحتاجُ جسمُ الكائن الحيّ إلى الفيتاميناتِ للمحافظةِ على صحته وحمایته من الأمراض، وتُصنّفُ الفيتاميناتُ بحسبِ قابليّتها للذوبان في الماء أو الدهن؛ فالذائبةُ في الماء، مثلُ فيتامينات (C، B)، لا يستطيعُ الجسمُ تخزينها والاحتفاظَ بها لوقتٍ طويل؛ لذلك من الضروريّ تناولُ الوجباتِ اليوميّةِ المحتويةِ عليها، في حين أنّ الفيتاميناتِ الذائبةَ في الدهون، مثل (A، D، K، E)، تمتصّها الأمعاءُ بمساعدةِ الدهون، وهي تُخزّنُ في الجسمِ فترةً طويلةً؛ ولذلك يُفضّلُ تناولُ فيتامين D -مثلاً- خلالَ وجبةٍ تحتوي على الدهنيّات.

المثال 1

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

تحليلُ السؤال (المعطيات)

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

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

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

المطلوب: حسابُ ذائبيّة الغاز S_2

الحلّ: بالتعويض في القانون

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

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

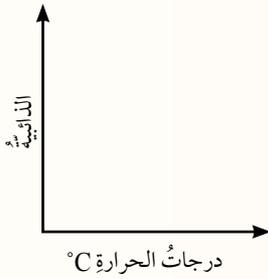
$$S_2 = 0.217\text{ g/L}$$

✓ **أتحقّق:** إذا كانت ذائبيّةُ غاز ما 0.15 g/L عند ضغط 1.02 atm ، فما ذائبيّته عند ضغط 2.10 atm ؟ علماً أنّ درجة الحرارة ثابتة.

مراجعة الدرس

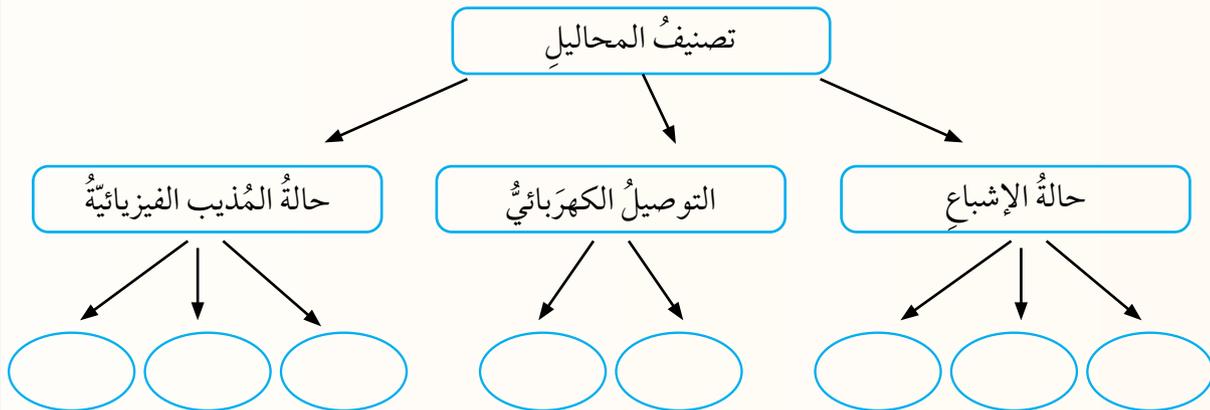
- 1 - الفكرة الرئيسية: أوضِّح المقصود بكلِّ من الآتي:
المخلوط المُتجانس، المخلوط غير المُتجانس، الذائبيَّة.
- 2 - أقرن بين جُسيماتِ المخلوطِ المُعلَّق والمخلوطِ الغرويِّ والمحلول، من حيث: حجمها، وفصلها بالترشيح، وتشبيتها للضوء.
- 3 - أصنّف المحاليل الآتية تبعًا لحالة المُذيب الفيزيائية إلى محاليل صلبة، وسائلة، وغازية:
العملة الفلزيَّة، ثاني أكسيد الكربون في الهواء، كبريتات النحاس في الماء، محلول الإيثانول.
- 4 - أفسِّر أيَّ الغازين؛ O_2 أم NH_3 أعلى ذائبيَّة في الماء عند الظروف نفسها.
- 5 - بيِّن الجدول الآتي ثلاثة غازات وكتلتها الموليَّة عند الظروف نفسها من الضغط ودرجة الحرارة.

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



- أ . أحدِّد الغازَ الذي له أعلى ذائبيَّة في الماء.
- ب . ارسم ثلاثة منحنياتٍ تمثِّل ذائبيَّة الغازات الثلاثة عند درجات حرارة مختلفة.

- 6 - أكمل المُخطَّط المفاهيمي الآتي:



تحتاج الكثير من الصناعات الكيميائية، مثل إنتاج المواد الكيميائية والعقاقير الطبية والمنظفات وغيرها، إلى التعامل مع تراكيز معينة من المحاليل. فما التركيز؟ وما طرائق التعبير عنه؟
التعبير عن التركيز

يُعدُّ تركيز المحلول مقياسًا للتعبير عن كمية المادة المُذابة في كمية محددة من المُذيب أو المحلول. ويمكنُ التعبيرُ عن التركيز وصفيًا بكلمة مُخفَّفٍ أو مُركَّزٍ؛ فالمحاليل المركَّزة تحتوي على كمية كبيرة من المادة المُذابة، في حين تحتوي المحاليل المُخفَّفةُ على كمية قليلة من المُذاب في الحجم نفسه من المُذيب؛ فمثلاً، محلولٌ يحتوي على 200 g من السُّكَّر في حجم 1L من الماء، وآخرٌ يحتوي على 20 g من السُّكَّر في الحجم نفسه، فإنَّ طعمَ المحلولِ الأولِ أكثرُ حلاوةً من طعمِ المحلولِ الثاني، ويُوصفُ المحلولُ بأنَّه مُركَّزٌ **Concentrated**، في حين يُوصفُ المحلولُ الثاني بأنَّه مُخفَّفٌ **Diluted**. وكذلك يمكنُ ملاحظة اختلاف شدة اللون الأرزق لمحلول كبريتات النُّحاس المُخفَّفِ والمحلول المُركَّز. ويوضِّح الشكل (8) محلولاً مُركَّزاً وآخر مُخفَّفاً من كبريتات النُّحاس (II).
يمكنُ أيضاً التعبيرُ عن التركيز كميًّا بوصفه نسبةً بين كمية المُذاب إلى كمية المُذيب أو المحلول، وذلك باستخدام الطرائق الكميَّة؛ الكسر الموليِّ، أو النسبة المئوية الكتليَّة أو الحجميَّة أو المولارية أو المولاليَّة.

الفكرة الرئيسة:

يمكنُ التعبيرُ عن تركيز المحلول بالكسر الموليِّ، والنسبة المئوية والمولارية والمولاليَّة.

نتائج التعلم:

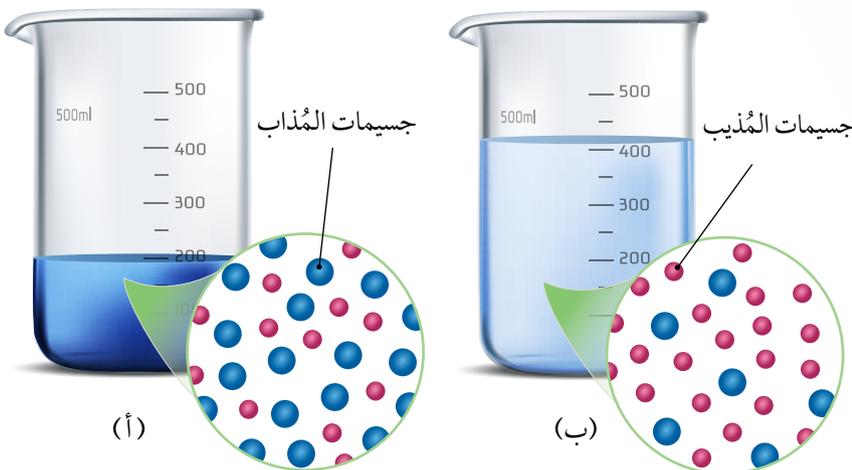
- أحسبُ تركيز المحلول بوحدات الكسر الموليِّ، والمولارية، والمولاليَّة، والنسبة المئوية.
- أحضِّرُ مخبرياً محاليل قياسيةً مختلفة بتراكيز مختلفة.

المفاهيم والمصطلحات:

الكسر الموليِّ Mole Fraction
النسبة المئوية بالكتلة
النسبة المئوية بالحجم Mass Percent
Volume Percent
المولارية Molarity
المولاليَّة Molality
المحاليل القياسية
Standard Solutions
المحلول المُخفَّف Dilute Solution
المحلول المُركَّز Concentrated Solution

الشكل (8):

- ◀ (أ) محلول مُركَّز من كبريتات النُّحاس (II).
(ب) محلول مُخفَّف من كبريتات النُّحاس (II).



الكسر المولي Mole Fraction

الكسر المولي (Mole Fraction (X) هو النسبة بين عدد مولات المادة المذابة أو المذيب في المحلول إلى عدد المولات الكلية للمذاب والمذيب. ويُعبّر عنه رياضياً كما يأتي:

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

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

X_a الكسر المولي للمذيب

n_a عدد مولات المذيب

X_b الكسر المولي للمذاب

n_b عدد مولات المذاب

المثال 2

إذا علمت أنّ غلايكول الإيثيلين (EG) $C_2H_6O_2$ يُستخدم على نطاق واسع في خفض درجة تجمّد الماء داخل مشعّ السيارة، وكان عدد مولات الماء 4 mol وعدد مولات غلايكول الإيثيلين 1.25 mol، فأحسب الكسر المولي لكلّ من الماء وغلايكول الإيثيلين.

تحليل السؤال (المعطيات)

عدد مولات الماء = 4 mol

عدد مولات EG = 1.25 mol

المطلوب: حساب الكسر المولي لكلّ من H_2O و EG.

الحلّ:

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

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

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



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

تحليل السؤال (المعطيات):

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

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

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

المطلوب: حساب الكسر المولي للإيثانول.

الحل:

يجب تحويل كتلة الإيثانول (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 للإيثانول:

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

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

✓ **أتحقّق:** أحسب الكسر المولي لكل من الماء وحمض الهيدروكلوريك في محلول منهما، علماً أنّ عدد مولات الماء 2 mol وعدد مولات حمض الهيدروكلوريك 2.5 mol

الشكل (9): النسب
المئوية لمكونات أحد
العصائر.



النسبة المئوية بالكتلة Mass Percent

تعرف النسبة المئوية بالكتلة **Mass Percent (m %)** بأنها النسبة المئوية بين كتلة المذاب إلى كتلة المحلول؛ حيث تساوي كتلة المحلول مجموع كتلتي المذاب Solute والمذيب Solvent؛ لذا تستعمل النسبة المئوية بالكتلة في التعبير عن تراكيز المحاليل التي يكون فيها المذاب صلباً والمذيب سائلاً. وغالباً يُنظر إلى النسبة المئوية بالكتلة بوصفها عدد غرامات المذاب في 100 g من المحلول؛ فمثلاً، لتحضير محلول من ملح الطعام تركيزه 8% بالكتلة يلزم إذابة 8 g من ملح الطعام في كمية قليلة من الماء المُقَطَّر ثم إضافة الماء إلى المحلول حتى تصبح كتلته 100 g وبذلك تكون كتلة المذيب الفعلية 92 g 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:

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

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

الربط بالصحة

يستخدم في المستشفيات محلول ملحي فسيولوجي (Normal Saline) بتركيز 0.9 % بالكتلة؛ حيث يُحضَّر المحلول بإذابة 0.9 g من ملح NaCl في كمية قليلة من الماء ثم إضافة الماء إلى المحلول حتى تصبح كتلته 100 g. ويستخدم هذا المحلول لتعويض نقص السوائل في الجسم.

المثال 4

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

تحليل السؤال (المعطيات):

$$40 \text{ g} = \text{كتلة المُذاب}$$

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

المطلوب: حساب النسبة المئوية بالكتلة للمحلول (m %)

الحل:

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

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

حساب كتلة المحلول

حساب النسبة المئوية بالكتلة

المثال 5

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

تحليل السؤال (المعطيات)

$$60 \text{ g} = \text{كتلة المحلول}$$

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

المطلوب: حساب كتلة المُذاب NaOH

الحل:

بالتعويض في القانون

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

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

✓ **أتحقَّق:** أحسب النسبة المئوية بالكتلة للمحلول الناتج من إذابة 70 g من نترات البوتاسيوم في 230 g من الماء المُقَطَّر.

النسبة المئوية بالحجم Volume Percent

تعرفُ النسبة المئوية بالحجم **Volume Percent (V%)** بأنها النسبة المئوية بين حجم المُذاب إلى حجم المحلول، ويقاس حجمُ المحلول بمجموع حجمي المُذاب والمُذيب.

تستخدمُ النسبة المئوية بالحجم للتعبير عن تراكيز المحاليل التي يكون فيها المُذاب والمُذيب في الحالة السائلة، ويمكنُ النظرُ إلى النسبة المئوية بالحجم بوصفها حجمَ المُذاب (mL) في 100 mL من المحلول، ويوضِّح الشكل (10) النسبة المئوية بالحجم المكتوبة على عبوة زجاجية لمحلول حمض الكبريتيك؛ حيثُ تشيرُ النسبة % 98 إلى تركيز محلول الحمض؛ أي أن كلَّ 100 mL من المحلول يحتوي على 98 mL من الحمض و 2 mL من الماء. ويمكنُ التعبيرُ 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

أحسبُ النسبة المئوية بالحجم (V%) لمحلول من الإيثانول حُضِرَ بإذابة 65 mL منه في كمية من الماء المُقطَّر حتى أصبح حجمه 300 mL

تحليلُ السؤال (المعطيات)

$$\text{حجمُ الإيثانول المُذاب} = 65 \text{ mL}$$

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

المطلوب: حسابُ النسبة المئوية بالحجم لمحلول الإيثانول.

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

الحل:

✓ **أنتحق:** أحسبُ النسبة المئوية بالحجم لمحلول من الأستون حُضِرَ بإذابة 28 mL منه في كمية من الماء المُقطَّر حتى أصبح حجمُ المحلول 150 mL

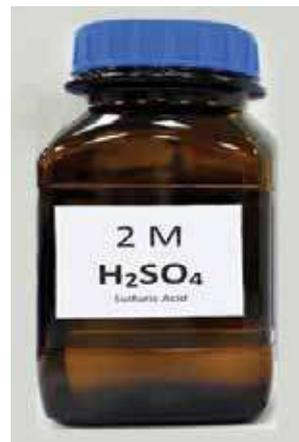


الشكل (10): النسبة المئوية بالحجم لمحلول حمض الكبريتيك.

أفكر: ما الفرقُ بين النسبة المئوية بالكتلة والنسبة المئوية بالحجم؟

المولارية Molarity

تُعدُّ المولارية من أكثر الوحدات شيوعاً لقياس التركيز، وتسمّى أيضاً التركيز المولاريّ أو المولارية (M) Molarity، وهي عددٌ مولات المادة المُذابة في لتر واحد من المحلول. فمثلاً، محلولٌ حجمه 1L يحتوي على 1 mol من المُذاب يكون تركيزه 1 mol/L، أو يُكتَبُ على النّحو (1 M). انظر الشكل (11)، الذي يبيّن التركيز المولاريّ لمحلول حمض الكبريتيك H_2SO_4 . ويمكنُ التعبيرُ عن المولارية بصيغة رياضية على النّحو الآتي:



الشكل (11): التركيز المولاريّ لمحلول H_2SO_4 .

عدد مولات المُذاب (mol) = M المولارية (التركيز المولاري) = $\frac{\text{حجم المحلول (L)}}{\text{عدد مولات المُذاب (mol)}}$

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

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

المثال 7

مولارية محلولٍ حجمه 0.5 L يحتوي على 0.1 mol من المُذاب.

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

حجمُ المحلول = 0.5 L

عددُ مولات المُذاب = 0.1 mol

المطلوب: حسابُ مولارية المحلول (التركيز المولاريّ).

الحلّ:

بالتعويض في القانون

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

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

منهاجي
متعة التعليم العادف



المثال 8

أحسب مولارية محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH حُضِرَ بإذابة 5.6 g في 0.2 L من الماء. علماً أنّ

الكتلة المولية (KOH) $Mr = 56 \text{ g/mol}$

تحليل السؤال (المعطيات)

حجم المحلول = 0.2 L

كتلة المُذاب $m = 5.6 \text{ g}$

الكتلة المولية (Mr) = 56 g/mol

المطلوب: حساب مولارية المحلول.

الحلّ:

حساب عدد مولات (n) هيدروكسيد البوتاسيوم

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{5.6 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{56 \text{ g}} = 0.1 \text{ mol}$$

حساب مولارية المحلول

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

✓ **أتحقّق:** أحسب كتلة السُّكَّر $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ اللازمة لعمل

محلول حجمه 2 L وتركيزه 0.04 M. علماً أنّ الكتلة المولية

$$Mr = 180 \text{ g/mol} (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)$$



المولالية Molality

يتأثر حجم المحلول بتغير 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 بتغير درجة الحرارة؛ لذلك يمكن وصف تركيزه عن طريق عدد مولات المذاب في كتلة معينة من المذيب، ويسمى هذا التركيز المولالية (m) Molality، وهي نسبة عدد مولات المذاب في 1 kg 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:

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

المثال 9

أحسب مولالية محلول تكون بإذابة 6 mol من سكر الجلوكوز في 8 kg من الماء المقطر.

تحليل السؤال (المعطيات)

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

$$8 \text{ kg} = \text{كتلة المذيب}$$

المطلوب: حساب مولالية المحلول

الحل:

بالتعويض في القانون

$$m = \frac{n \text{ of solute}}{\text{solvent mass}}$$
$$= \frac{6 \text{ mol}}{8 \text{ kg}} = 0.75 \text{ molal}$$

منهاجي
متعة التعليم الهادف



أحسب التركيز المولاليّ لمحلول يحتوي على 25 g من كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 مُذابة في 500 g

من الماء. علماً أنّ الكتلة الموليّة (Na_2SO_4) $Mr = 142 \text{ g/mol}$

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

كتلةُ المُذاب = 25 g

الكتلةُ الموليّة للمُذاب = 142 g/mol

كتلةُ المُذيب = 500 g

المطلوب: حسابُ التركيز المولاليّ (المولاليّة).

الحلّ:

تحويلُ كتلة المُذاب إلى مولات.

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

- تحويلُ كتلة المُذيب من وحدة g إلى وحدة kg، وذلك بالقسمة على 1000، فينتج 0.5 kg

- التعويضُ في القانون

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

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

أفكر: كيف يمكنُ حسابُ الكسر الموليّ لمُكوّنات محلول مائيّ بمعرفة مولاليّته؟

✓ **أتحقّق:** أحسبُ مولاليّة المحلول الذي يحتوي على 8.4 g فلوريد الصوديوم NaF مُذابة في 400 g من الماء المُقطّر.

علماً أنّ الكتلة الموليّة (NaF) $Mr = 42 \text{ g/mol}$



الشكل (12): دوارق
حجمية مختلفة الحجم

المحاليل القياسية Standard Solutions

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

ويحتوي 1 L من المحلول القياسي على 1 mol من المُذاب، ويمكن تحضيره بإذابة كتلة معينة من المادة في كمية محددة من المُذيب النقي، مثل الماء المُقطَّر، ويستخدم لهذه العملية دوارق حجمية مناسبة. انظر الشكل (12)، الذي يوضح دوارق حجمية مختلفة الحجم.

يُجري الكيميائي أحياناً تجارب مخبرية باستعمال كمية صغيرة من المحلول بدلاً من استعمال كمية كبيرة؛ لذلك يمكن تحضير المحلول المطلوب من خلال التحكم في حجمه وفي كتلة المُذاب؛ فمثلاً، يمكن تحضير محلول تركيزه 0.1 M من هيدروكسيد الصوديوم NaOH بطرائق عدة، 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 المولي، النسبة المئوية بالكتلة، النسبة المئوية بالحجم، المولارية، المولالية)، بحيث يشمل على مفهوم كل منها، وصيغها الرياضية، ثم أشاركه مع معلّمي وزملائي في الصف.



أبحث: مُستعيناً بمصادر المعرفة المناسبة، أبحث عما يُعبر عن تركيز المحاليل باستخدام طريقة الجزء من المليون (PPM) Part Per Million، وطريقة العيارية Normality (N) مُعرِّفاً الطريقة ومبيناً أهميتها استخدام كل منها وموضحاً تطبيقاتها العملية، ثم أكتب تقريراً عن ذلك أناقشه مع معلّمي وزملائي في الصف.

التجربة 1

المحلول القياسي

المواد والأدوات:

بيرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ ، ميزان كتلة حسّاس، ورق حجمي سعة 500 mL ماء مُقَطَّر، ساق تحريك زجاجي، كأس زجاجية سعة 100mL، ملعقة، صحن زجاجي، قطارة.

إرشادات السلامة:

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

خطوات العمل:

- 1- **أقيس**، باستخدام الميزان الحساس، 0.79 g من بيرمنغنات البوتاسيوم.
- 2- أضع الكتلة المقيسة في الكأس الزجاجية، وأضيف إليها كمية قليلة من الماء المُقَطَّر، ثم أحرّكها حتى تذوب تمامًا.
- 3- أسكب المحلول الناتج في الدورق الحجمي سعة 500 mL
- 4- أكرّر عدّة مرّات إضافة كمية قليلة من الماء المُقَطَّر إلى الكأس الزجاجية، وأحرّك المحلول ثم أسكبه في الدورق الحجمي حتى يقترب مستواه من العلامة الموجودة على عنق الدورق.
- 5- **ألاحظ**: أستخدم القطارة لإضافة الماء المُقَطَّر تدريجيًا إلى الدورق الحجمي حتى يصبح مستوى تَقَعْرِ المحلول عند مستوى العلامة على عنق الدورق، ثم أرفع المحلول حتى يتجانس.

التحليل والاستنتاج:

- 1- **أحسب** عدد مولات بيرمنغنات البوتاسيوم ($Mr = 158g/mol$).
- 2- **أحسب** مولارية المحلول الناتج.
- 3- **أتوقع**: ماذا يحدث لتركيز المحلول عندما تُضاف إليه كمية أخرى من المُذيب؟

تخفيف المحاليل:

يمكن الحصول على المحلول المُخَفَّف Dilute Slution بإضافة كمية من المُذيب إليه؛ حيث يزداد حجمه نتيجة لزيادة كمية المُذيب فيزداد عدد جسيمات المُذيب ويقلُّ -في الوقت نفسه- تركيز المُذاب، ومن ثمَّ يقلُّ تركيز المحلول. علمًا أنَّ كتلة المُذاب وعدد مولاته في المحلول تبقى ثابتة.

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

$$M \times V = n$$

ولما كان عدد مولات المُذاب يبقى ثابتًا ولا يتغير بتخفيف المحلول، فإنَّ عددها قبل التخفيف يساوي عددها بعد التخفيف؛ وبذلك يمكن حساب عدد مولات المحلول، قبل التخفيف وبعده، باستخدام معادلة التخفيف، كما يأتي:

عدد المولات بعد التخفيف = عدد المولات قبل التخفيف

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

المثال 1

أحسب مولارية محلول حُضِرَ بإضافة 380 mL من الماء المُقَطَّر إلى 20 mL من محلول تركيزه 0.2 M

تحليل السؤال (المعطيات)

مولارية المحلول قبل التخفيف = 0.2 M

حجم المحلول قبل التخفيف = 20 mL

حجم الماء المُضاف للتخفيف = 380 mL

المطلوب: حساب مولارية المحلول بعد التخفيف.

الحل:

عند إضافة الماء إلى المحلول يزداد حجمه؛ لذلك فإنَّ

حجم المحلول النهائي $V_2 = 20 + 380 = 400$ mL

وبالتعويض في العلاقة السابقة:

عدد المولات بعد التخفيف = عدد المولات قبل التخفيف

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

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

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

$$= 0.01M$$

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

تركيزه 0.2 M

مراجعة الدرس

- 1 - الفكرة الرئيسة: أوضِّح المقصودَ بكلِّ من: المحلول المُخَفَّف، الكسر الموليِّ، النسبة المئويَّة بالكتلة، النسبة المئويَّة بالحجم، المولاريَّة، المولاليَّة، المحلول القياسيِّ.
- 2 - أحسِّب الكسرَ الموليَّ لكلِّ من الماء و نترات البوتاسيوم KNO_3 في محلول منهما. علماً أنَّ عدد مولات الماء 5 mol وعدد مولات نترات البوتاسيوم 3 mol .
- 3 - أحسِّب كتلة KOH اللازمة لتحضير محلول كتلته 30 g بتركيز 1% بالكتلة.
- 4 - أحسِّب كتلة حمض HCl الموجودة في 0.5 L من محلول الحمض الذي تركيزه 20% بالكتلة. علماً أنَّ كثافة المحلول 1 g/mL .
- 5 - أحسِّب النسبة المئويَّة بالكتلة للمحلول الناتج من إذابة 15 g من كربونات الصوديوم Na_2CO_3 في 350 g من الماء المُقَطَّر.
- 6 - أحسِّب النسبة المئويَّة بالحجم لمحلول من HBr تكوَّنَ بإذابة 40 mL منه في كمية من الماء المُقَطَّر حتى أصبح حجمُ المحلول 300 mL .
- 7 - أحسِّب مولاريَّة محلول يحتوي على 5 g من كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 مُذابة في 100 mL من الماء. علماً أنَّ الكتلة الموليَّة $(K_2SO_4) = 174 \text{ g/mol}$.
- 8 - أحسِّب حجمَ المحلول اللازم لتحضير محلول من سُكَّر الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ تركيزه 0.5 M . علماً أنَّ كتلة المُذاب 15 g والكتلة الموليَّة $(C_6H_{12}O_6) = 180 \text{ g/mol}$.
- 9 - أحسِّب مولاليَّة محلول يحتوي على 30 g من $LiBr$ مُذابة في 300 g من الماء. علماً أنَّ الكتلة الموليَّة $(LiBr) = 87 \text{ g/mol}$.
- 10 - أحسِّب كتلة KCl لتحضير محلول تركيزه 0.2 mol/Kg في 200 g ماء مُقَطَّر. علماً أنَّ الكتلة الموليَّة $(KCl) = 74.5 \text{ g/mol}$.
- 11 - أحسِّب حجم الماء اللازم إضافته إلى 5 mL من محلول $NaOH$ ذي التركيز 0.1 M ليصبح تركيزه 0.001 M .
- 12 - أحدِّد خطوات تحضير محلول من $NaCl$ مولاريَّته 0.1 M وحجمه 500 mL . علماً أنَّ الكتلة الموليَّة $(NaCl) = 58.5 \text{ g/mol}$.

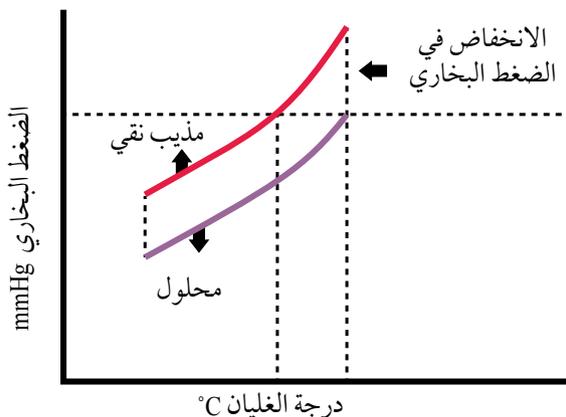


الخصائص الجامعة للمحاليل Colligative Properties of Solutions

عرفتُ في ما سبق أنّ المحاليل تتكوّن من المُذاب والمُذيب، وقد وُجد أنّ بعض خصائص المُذيب الفيزيائية تتأثّر بكمية الجسيمات المُذابة فيه، ولا تعتمد على طبيعة المُذاب، ويطلق على هذه الخصائص التي تتأثّر بكمية المُذاب اسم **الخصائص الجامعة للمحاليل Colligative Properties of Solutions**، مثل الارتفاع في درجة الغليان. فما الخصائص الجامعة للمحاليل؟

الانخفاض في الضغط البخاري Vapor Pressure Lowering

عرفتُ في ما سبق أنّ السائل يتبخّر عند أيّ درجة حرارة، وأنّ البخار الناتج يولّد ضغطاً على سطح السائل يسمّى الضغط البخاريّ للسائل Vapor Pressure، ويعرف بأنّه الضغط الناتج من جزيئات بخار السائل في وعاء مُغلق عندما يكون في حالة اتزان مع جزيئات السائل عند درجة حرارة وضغط ثابتين، وعندها تساوي سرعة التبخر سرعة التكاثف. وقد بيّنت التجارب أنّ الضغط البخاريّ لمُذيب نقيّ مُتطّير ينخفض بإذابة مادة غير مُتطّيرة فيه، وهذا ما يسمّى **الانخفاض في الضغط البخاري**، ويمكن قياس مقدار هذا الانخفاض بحساب الفرق بين الضغط البخاريّ للمُذيب النقيّ والضغط البخاريّ للمحلول عند درجة حرارة معيّنة. يوضّح الشكل (13) مقارنةً بين الضغط البخاريّ لمحلول ومُذيب نقيّ.



الفكرة الرئيسة:

للمحاليل خصائص عدّة، كالضغط البخاريّ ودرجة الغليان ودرجة التجمّد والضغط الأسموزيّ.

نتائج التعلّم:

- أستنتج الخصائص الجامعة للمحاليل (الضغط البخاريّ، درجة الغليان، درجة التجمّد، الضغط الأسموزيّ).
- أجري حسابات لمعرفة درجة تجمّد المحلول ودرجة غليانه.
- أقارن بين أثر المركّبات الأيونية والجزيئية في تغيير خصائص المُذيب.
- أستقصي بعض التطبيقات العملية المرتبطة بخصائص المحاليل.

المفاهيم والمصطلحات:

- الخصائص الجامعة للمحاليل
- Colligative Properties of Solutions
- الانخفاض في الضغط البخاري
- Vapor Pressure Lowering
- الارتفاع في درجة الغليان
- Boiling Point Elevation
- الانخفاض في درجة التجمّد
- Freezing Point Depression
- الضغط الأسموزيّ
- Osmotic Pressure

الشكل (13): الضغط البخاريّ

لمحلول ومُذيب نقيّ.

أفكر: ما أثر الضغط الجوي في درجة غليان المحلول؟

يتضح من الشكل أن الضغط البخاري للمحلول يكون دائماً 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 متطايرة، 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 أيضاً يقلل عدد جسيمات المذيب التي يمكنها أن تفلت من السطح لتتحول إلى الحالة الغازية، مقارنة بعدد جسيمات المذيب النقي المتبخرة، ونتيجة لذلك يقل الضغط البخاري للمحلول عنه للمذيب النقي. وكلما ازداد عدد جسيمات المذاب في حجم معين من المحلول يزداد تركيزه ويقل ضغطه البخاري؛ لذلك فالمحلول 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

يتميز المذيب النقي بدرجة غليان وانصهار محدّدين عند ضغط جوي ثابت، ويغلي 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 متآيئة وغير متطايرة 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 عدداً 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 أيضاً يقلل من عدد جسيمات الماء التي يمكنها أن تفلت من السطح لتتحول إلى الحالة الغازية، وبهذا سوف يقل الضغط البخاري للمحلول، وعند وصول المذيب إلى درجة الغليان يكون الضغط البخاري أقل من الضغط الجوي؛ مما يتطلب زيادة درجة الحرارة

للتغلب على قوى التجاذب الناشئة بين جسيمات المذيب والمذاب وكى يصل الضغط البخاري إلى الضغط الجوي، فتزداد درجة الغليان. ويسمى الفرق بين درجة غليان المذيب النقي والمحلول **الارتفاع في درجة الغليان** (ΔT_b) وهو يتناسب طردياً مع النسبة بين عدد جسيمات المذاب وجسيمات المذيب في المحلول؛ ولذلك يُستخدم التركيز المولالي للمحلول للتعبير 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 المولالي للمحلول، ويُعبّر عنه بالصيغة الرياضية كما يأتي:

الارتفاع في درجة الغليان = ثابت \times المولالية

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

ΔT_b الارتفاع في درجة الغليان.

K_b ثابت الارتفاع في درجة غليان المذيب.

m التركيز المولالي للمحلول.

يسمى (K_b) ثابت الارتفاع في درجة غليان المذيب السائل، ويساوي مقدار الارتفاع في درجة غليان المذيب عند إذابة 1 mol من المذاب في Kg من المذيب النقي، وتعتمد قيمته على طبيعة المذيب. ويوضّح الجدول (4) قيم ثابت الارتفاع في درجة الغليان لبعض المذيبات السائلة.

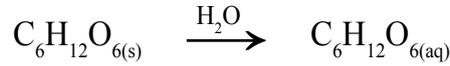
الجدول (4): قيم ثابت الارتفاع في درجة الغليان لبعض المذيبات السائلة.

المذيب	درجة الغليان عند ضغط جوي 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

يَتَّضِحُ أنَّ درجة غليان المحلول لا تثبتُ في أثناء الغليان، بل تستمرُّ في الارتفاع، ويمكنُ تفسيرُ هذا الارتفاع بأنَّ عملية التبخرُ تؤدي إلى نقص كمية المُذيب في المحلول، فيزدادُ تركيزُه بمرور الوقت، ويقلُّ بذلك عددُ جُسيمات المُذيب القادرة على الإفلات من سطح السائل، كما يقلُّ الضغطُ البخاريُّ فتزداد درجة الغليان. وبهذا يمكنُ الاستنتاجُ أنَّ الارتفاع في درجة غليان المحلول يعتمدُ على عدد جُسيمات المُذاب، فكلُّما ازداد عددُ جُسيمات المُذاب في المحلول ازدادت درجة الغليان.

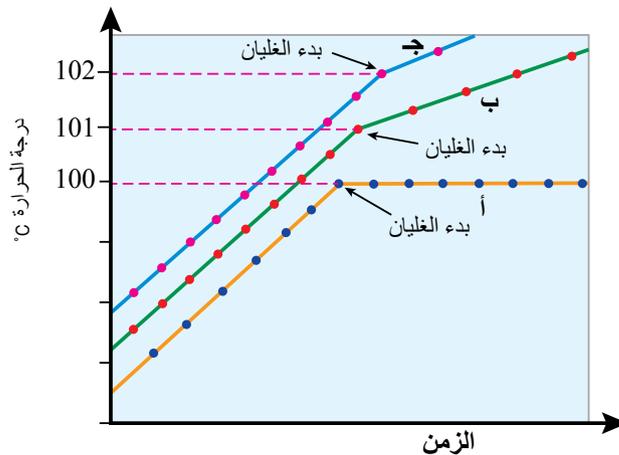
وينطبقُ الحالُّ على المحلول الناتج من إذابة مادةٍ متأيِّنة، مثل كلوريد الصوديوم NaCl (غير مُتطايرة)؛ حيث تكون درجة غليان المحلول أعلى من درجة غليان المُذيب النقيِّ.

ولمَّا نُقارنُ بين درجتَي غليان محلولي المادَّتين المتأيِّنة وغير المتأيِّنة -عند التركيز نفسه-، نجد أنَّ درجة غليان محلول المادة المتأيِّنة (NaCl) أعلى منه لمحلول المادة غير المتأيِّنة (C₆H₁₂O₆). ويمكنُ تفسيرُ ذلك من خلال المعادلتين الآتيتين:



إذ يَتَّضِحُ من المعادلتين أنَّ عددَ الجُسيمات في محلول NaCl أكثرُ منه في محلول C₆H₁₂O₆. وبما أنَّ خواصَّ المحلول تعتمدُ على عدد الجُسيمات، فإنَّ الارتفاع في درجة غليان محلول المادة المتأيِّنة أعلى منه لمحلول المادة غير المتأيِّنة.

ويوضِّحُ الشكل (14) مقارنةً بين عملية غليان كلِّ من الماء النقيِّ (أ) ومحلول مادةٍ غير متأيِّنة (ب) ومحلول مادةٍ متأيِّنة (ج) عند الظروف نفسها.



الشكل (14): مقارنةً بين عملية غليان كلِّ من الماء النقيِّ (أ) ومحلول مادةٍ غير متأيِّنة (ب) ومحلول مادةٍ متأيِّنة (ج) عند الظروف نفسها.

أفكر: لماذا يُعبَّر عن الارتفاع في درجة الغليان بدلالة المولالية وليس المولارية؟

إذا علمتُ أن 18 g من السُّكَّرِ $C_6H_{12}O_6$ أُذِيبَ في 500 g من الماء النقي، فأحسبُ درجة غليان المحلول الناتج. علمًا أن ثابتَ الارتفاع في درجة غليان الماء $0.52 \text{ } ^\circ\text{C.Kg/mol}$ والكتلة الموليَّة للسُّكَّرِ للمُذاب $Mr = 180 \text{ g/mol}$

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

كتلةُ المادَّة المُذابة = 18 g

كتلةُ الماء النقي (المُذيب) = 500 g = 0.5 Kg

ثابتُ الارتفاع في درجة غليان الماء = $0.52 \text{ } ^\circ\text{C.Kg/mol}$

الكتلة الموليَّة للمُذاب $Mr = 180 \text{ g/mol}$

المطلوب: حسابُ درجة غليان المحلول ΔT .

الحل:

حسابُ عدد مولات المُذاب:

$$n = \frac{18 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{180 \text{ g}} = 0.1 \text{ mol}$$

حسابُ التركيز المولالي للمحلول:

$$m = \frac{0.1 \text{ mol}}{0.5 \text{ Kg}} = 0.2 \text{ mol/Kg}$$

حسابُ الارتفاع في درجة الغليان:

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

$$\Delta T_b = 0.52 \times 0.2 = 0.104$$

درجةُ غليان المحلول

$$T_{\Delta} = 100 + 0.104 = 100.104 \text{ } ^\circ\text{C}$$

المثال 13

إذا علمت أن 5.85 g من NaCl أُذيبَ في 0.5 Kg من الماء، فأحسب درجة غليان المحلول. علماً أن الكتلة المولية للمذاب ($Mr = 58.5 \text{ g/mol}$) وثابت الارتفاع في درجة غليان الماء ($0.52 \text{ }^\circ\text{C Kg/mol}$).

تحليل السؤال (المعطيات)

$$5.85 \text{ g} = \text{كتلة المذاب}$$

$$0.5 \text{ Kg} = \text{كتلة المذيب}$$

$$58.5 \text{ g/mol} = \text{الكتلة المولية للمذاب}$$

$$0.52 \text{ }^\circ\text{C Kg/mol} = \text{ثابت الارتفاع في درجة غليان الماء}$$

المطلوب: حساب درجة غليان المحلول.

الحل:



عدد مولات الأيونات = 2 mol

عدد مولات المذاب:

$$n = \frac{5.85 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{58.5 \text{ g}} = 0.1 \text{ mol}$$

مولالية المحلول:

$$m = \frac{0.1 \text{ mol}}{0.5 \text{ Kg}} = 0.2$$

بما أن عدد الأيونات = 2

فإن التركيز المولالي $2 \times 0.2 = 0.4 \text{ mol/g}$

ومنها يُحسب الارتفاع في درجة الغليان

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

$$\Delta T_b = 0.52 \times 0.4 = 0.208 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\Delta T = 100 + 0.208 = 100.208 \text{ }^\circ\text{C}$$

ودرجة غليان المحلول

✓ **أتحقق:** أحسب مقدار الارتفاع في درجة غليان محلول تكون بإذابة 12 g من حمض الميثانويك HCOOH ($Mr = 46 \text{ g/mol}$) في 2 Kg من الإيثانول. علماً أن ثابت الارتفاع في درجة غليان الإيثانول

$$1.19 \text{ }^\circ\text{C Kg/mol}$$

الانخفاض في درجة التجمد Freezing Point Depression

تنتشر جسيمات المذاب بين جسيمات المذيب في المحلول وتحتل حيزاً بينها؛ مما يعيق تقاربها وتجاذبهها، إضافةً إلى أن التجاذب الناشئ بين جسيمات المذاب والمذيب يعمل على التقليل من فرص التجاذب بين جسيمات المذيب نفسها، ومن ثم فإن جسيمات المذاب تُعيق تقارب الجسيمات من بعضها وانجذابها نحو بعضها للوصول إلى الحالة الصلبة عند درجة التجمد، فيلزم حينئذٍ انخفاض أكثر في درجة الحرارة، فتصبح أقل من درجة تجمد المذيب النقي حتى تتقارب 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، ويتناسب مقدار الانخفاض في درجة تجمد المحلول طردياً مع التركيز المولالي للمحلول، ويُعبّر عنه بالصيغة الرياضية الآتية:

الانخفاض في درجة التجمد = ثابت \times 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.

وثابت 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 °C	ثابت الانخفاض في درجة تجمد المذيب K_f °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 مُذابة 0.1 Kg من الماء المُقطَّر. علماً أنّ $(K_f = 1.86 \text{ }^\circ\text{C.Kg/mol} , M_r = 62 \text{ g/mol})$.

تحليلُ السؤال (المعطيات)

كتلةُ المُذاب = 0.62 g

كتلةُ المُذيب = 0.1 Kg

الكتلةُ الموليَّة للمُذاب = 62 g/mol

ثابتُ الانخفاض في درجة التجمد = $1.86 \text{ }^\circ\text{C Kg/mol}$

المطلوب: حسابُ درجة تجمد المحلول ΔK .

الحلّ:

حسابُ عدد مولات المُذاب

$$n = \frac{0.62 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{62 \text{ g}} = 0.01 \text{ mol}$$

حسابُ التركيز المولالي للمحلول

$$m = \frac{0.01 \text{ mol}}{0.1 \text{ Kg}} = 0.1 \text{ mol/Kg}$$

حسابُ الانخفاض في درجة التجمد

$$\Delta K_f = K_f \times m$$

$$\Delta K_f = 1.86 \times 0.1 = 0.186$$

درجةُ تجمد المحلول

$$\Delta K = \text{صفر} - 0.186 = -0.186 \text{ }^\circ\text{C}$$

✓ **أتحقّق:** أحسب مقدار الانخفاض في درجة التجمد لمحلول تكون بإذابة 10 g من مادة غير متأيّنة في 400 g من الإيثانول. علماً أنّ ثابت الانخفاض في درجة تجمد الإيثانول $5.12 \text{ }^\circ\text{C Kg/mol}$.



الانخفاض في درجة التجمد

في البلدان التي يهطل فيها الثلج في أثناء فصل الشتاء، تُوضَع بعض المواد الكيميائية، مثل ملح كلوريد الصوديوم، على الطرقات حتى تقلَّ درجة تجمد الماء؛ ممَّا يؤدي إلى منع تراكم الثلوج على الطريق، فيقلَّ خطرُ انزلاق المركبات التي تسيرُ عليه.

التجربة 2

الانخفاض في درجة التجمد

المواد والأدوات:

كأسان زجاجيتان سعة كلٌّ منهما 300 mL، جليد مجروش، ماء مُقَطَّر، ساق تحريك زجاجي، مقياس حرارة غير زئبقي، ملح الطعام NaCl الخشن، ميزان ذو كفتين. إرشادات السلامة: ارتدي معطف المختبر والقفازين والنظارات الواقية.

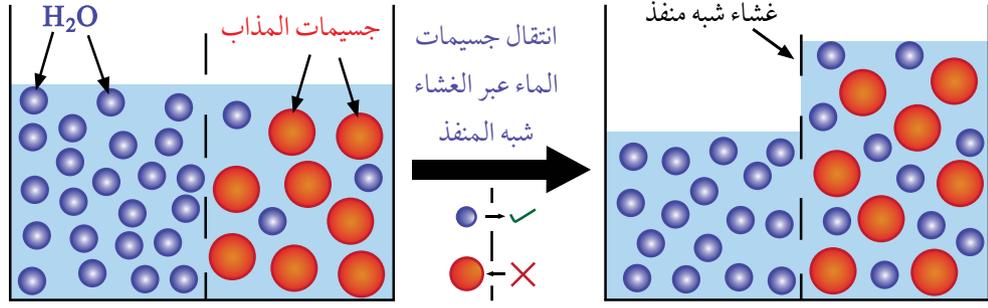
خطوات العمل:

- 1- **أفيس:** أضع 250 g من الجليد المجروش في كل كأس زجاجية.
- 2- أضيف إلى كل كأس 50 mL من الماء المُقَطَّر.
- 3- **أفيس** درجة حرارة خليط الجليد والماء في كلٍّ من الكأسين باستخدام مقياس الحرارة، وأُسجِّل القراءة.
- 4- أحرِّك بساق التحريك محتويات كلِّ كأسٍ مدَّة دقيقة ونصف حتى تصبح درجة حرارة الكأسين متماثلتين، وأُسجِّلها.
- 5- **الأحظ:** أضيف 50 g من الملح إلى إحدى الكأسين، وأحرِّك محتويات كلِّ منهما، ثمَّ أُسجِّل درجة الحرارة عند ثباتها.

الاستنتاج والتحليل:

- 1- **أقارن** بين درجة حرارة الكأسين في الخطوة 5.
- 2- **أفسر** أثر أيونات الملح (Na^+ , Cl^-) الموجودة في المحلول في انخفاض درجة التجمد.
- 3- **أتوقَّع:** هل تختلف درجة الحرارة لو استُعملت الكمية نفسها من ملح كلوريد البوتاسيوم KCl بدلاً من ملح كلوريد الصوديوم NaCl؟ ولماذا؟

الشكل (15): انتقال جسيمات المذيب عبر الغشاء شبه المنفذ.



الضغط الأسموزي Osmotic Pressure

تسمى عملية انتشار المذيب من الوسط الأقل تركيزًا إلى الوسط الأعلى تركيزًا عبر أغشية شبه منفذة **الأسموزية Osmotic**، التي تؤدي دورًا حيويًا 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 مع وسط الخلية الداخلي حتى لا تصاب بالامتلاء بالماء أو تنكمش بسبب فقده؛ لذلك يُعَدُّ المرضى بتزويدهم بمحاليل الأملاح عن طريق الوريد بتركيز معين؛ حتى يبقى المحلولان متساويين في التركيز. وبهذا فإن الأغشية شبه المنفذة تسمح بمرور جسيمات المذيب وتمنع مرور جسيمات المذاب، ويسمى الضغط الذي يدفع المذيب النقي من الوسط الأقل تركيزًا إلى الوسط الأعلى تركيزًا عبر غشاء شبه منفذ **الضغط الأسموزي Osmotic Pressure**، وهو يُعَدُّ من الخصائص الجامعة للمحاليل، التي تعتمد على عدد جسيمات المذاب في كمية محددة من المحلول. يوضِّح الشكل (15) انتقال جسيمات الماء عبر الغشاء شبه المنفذ.

الربط بالحياة



الأسموزية المعاكسة Reverse Osmosis

تعمل الأسموزية المعاكسة بطريقة معاكسة لطريقة الأسموزية، ويحدث ذلك عندما يجري التأثير في المحلول بضغط أكبر من الضغط الأسموزي؛ إذ تنتقل جسيمات المذيب حينذاك من المحلول إلى المذيب النقي خلال الغشاء شبه المنفذ. ومن التطبيقات العملية المتعلقة بهذه الظاهرة تحلية مياه البحر.



أصمِّم باستخدام برنامج السكراتش (Scratch) عرضًا يوضِّح الخصائص الجامعة للمحاليل (مقارنة الضغط البخاري لمحلول مُحفَّف ومحلول مُركَّز ومُذيب نقي، وكذلك الارتفاع في درجة الغليان، والانخفاض في درجة التجمُّد)، ثم أشاركه معلَّمي وزملائي في الصَّف.

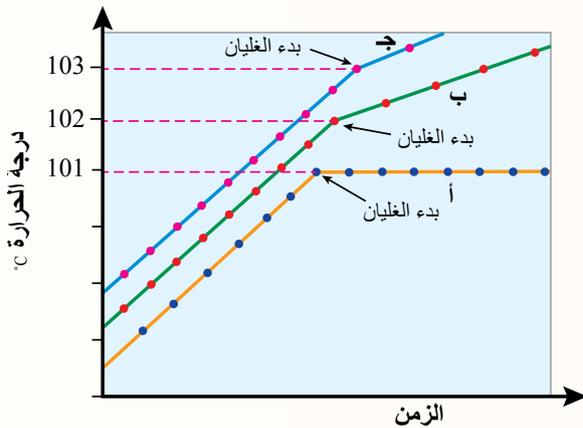
✓ **أتحقَّق:** ما المقصود بالضغط الأسموزي؟



أبحاث: أَرِجِعْ إلى المواقع الإلكترونية عبر شبكة الإنترنت، وأكتب تقريراً عن الخواص المميزة التي تصف المحاليل (الذائبيّة Solubility، التركيز Concentration، الامتزاج Miscibility، الخصائص الجامعة Colligative Properties)، ثمّ ناقشه مع زملائي ومعلمي.

مراجعة الدرس

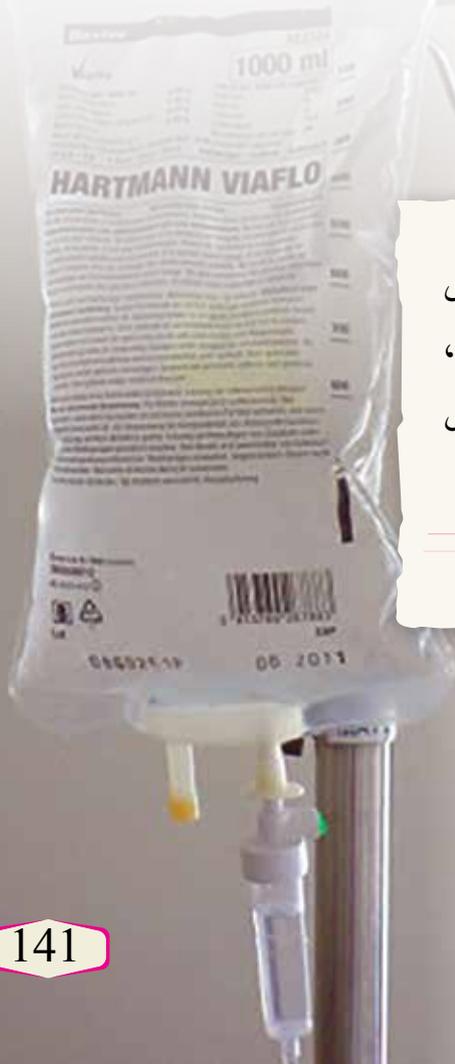
- 1 - الفكرة الرئيسة: أوضّح المقصود بكلّ من: الارتفاع في درجة الغليان، الانخفاض في درجة التجمّد، الانخفاض في الضغط البخاريّ للمحلول.
- 2 - أحسب درجة غليان المحلول الناتج من إذابة 3.33 g من CaCl_2 في 600 g من الماء النقيّ. علماً أنّ الكتلة الموليّة للمذاب ($\text{Mr} = 111 \text{ g/mol}$) وثابت الارتفاع في درجة غليان الماء ($0.52 \text{ }^\circ\text{CKg/mol}$).
- 3 - أفسّر:
 - أ. الضغط البخاريّ للمحلول أقلّ منه للمذيب النقيّ.
 - ب. درجة غليان المحلول أعلى منها للمذيب النقيّ.
- 4 - أحسب مقدار الانخفاض في درجة التجمّد لمحلول حُضِرَ بإذابة 34 g من مادة لاكهرليّة في 250 g من الإيثانول. علماً أنّ ثابت الانخفاض في درجة تجمّد الإيثانول $5.12 \text{ }^\circ\text{CKg/mol}$.
- 5 - أميّز بين ثابت الارتفاع في درجة الغليان وثابت الانخفاض في درجة التجمّد.



- 6 - أستنتج من الشكل الآتي المنحنى الذي يمثل كلاً من:
الماء النقيّ، محلول مادة غير متأيّنة وغير متطايرة، محلول مادة متأيّنة وغير متطايرة.

محلول كلوريد الصوديوم NaCl

تُستخدم المحاليل على نطاق واسع في مجالات الحياة اليومية، وهي تُنتج بما يناسب استخداماتها المتنوعة؛ ففي مجال الطب -مثلاً- يُستخدم محلول كلوريد الصوديوم NaCl بتركيز معيّن في تعقيم الجروح الموضعية والحروق، ويدخل في تركيب بعض العقاقير الطبية، كقطرات العيون ومعقّمات مجرى التنفس، كما يُستخدم 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 الحادّ، إضافةً إلى استخدامه بتركيز منخفض في جهاز التبخير للتخلّص من المُخاط وللمعالجة التهاب القصبات الهوائية، ويُستخدم مزيجٌ منه مع محاليل كلوريدات البوتاسيوم والكالسيوم بتركيز مختلفة في زيادة حجم سوائل الجسم والمحافظة على تركيز الأيونات في الجسم نتيجة حدوث نزيف حادّ وفقد كمية من الدم.



أبحاث في مصادر المعرفة المناسبة عن استخدامات المحاليل الطبية، مثل محاليل رينجر Ringers Solutions، والمحاليل الغروية، مثل الألبومين، ومحلول Hess، والمحاليل الأسموزية، مثل المانيتول Mannitol، ثم أكتب تقريراً أناقشهُ مع معلّمي وزملائي.

كتلتها 0.64 g أُذيت في 100 g من البنزين. علماً أنّ درجة غليان المحلول الناتج 80.23 °C ودرجة غليان البنزين النقي 80.1 °C

9. أستنتج قيمة (X) في الصيغة الجزيئية للكبريت S_x من المعلومات في الجدول الآتي:

المعلومات	القيم
كتلة الكبريت S_x المُذاب	0.24 g
كتلة المُذيب CCl_4	100 g
الكتلة المولية للمُذاب M_r	32.1 g/mol
الانخفاض في درجة تجمّد CCl_4	0.2 °C
ثابت انخفاض درجة تجمّد CCl_4	29.8 °Ckg/mol

10. أحسب درجة الغليان لمحلول تركيزه 0.06 mol/Kg من K_2SO_4

11. أستنتج المحلول الذي له أعلى درجة غليان من المحاليل الآتية:

0.1 mol/Kg NaCl, 0.1 mol/Kg $C_6H_{12}O_6$,

0.08 mol/Kg Na_2SO_4

1. أوضّح المقصود بكلّ من الآتية: المحلول، المولارية، المولالية، التركيز، الذائبية، الضغط البخاري، الضغط الأسموزي، الخصائص الجامعة للمحاليل.

2. أقرّن بين كلّ من المخلوط المُعلّق والمخلوط الغرويّ والمحلول، من حيث حجم جسيمات المُذاب، وفصل المُذاب بورقة الترشيح، وظاهرة تبدال.

3. أحسب التركيز المولاريّ لمحلول من هيدروكسيد الصوديوم حجمه 100 ml وحُضِرَ بإذابة 3.5 g منه في كمية من الماء المُقطّر.

4. أحسب كتلة حمض HCl الموجودة في حجم من المحلول مقداره 150 ml وتركيزه 0.15 M

5. أحسب التركيز المولاليّ لمحلول من KOH تكوّن بإذابة 14 g منه في 112 g من الماء المُقطّر.

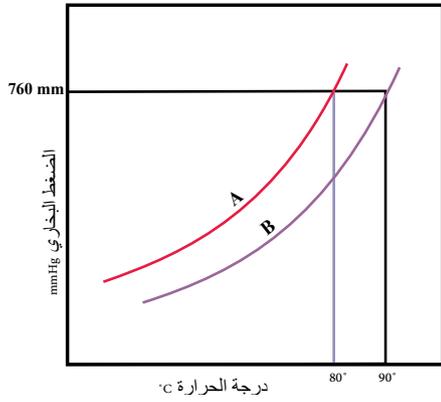
6. أستنتج الخطوات العملية لتحضير محلول من فلوريد البوتاسيوم KF تركيزه 0.25 mol/Kg باستخدام 500 g من الماء المُقطّر.

7. أحسب حجم الماء الذي تُلزَمُ إضافته إلى 50 mL من محلول NaCl ذي التركيز 0.01 M ليصبح تركيزه 0.001 M

8. أحسب الكتلة المولية لمادة غير متأيّنة وغير مُتطايرة

مراجعة الوحدة

12 . أستنتج من الشكل الآتي:



أ . الرَّمَز الذي يشير إلى المذيب النقي، والمحلول.

ب . درجة الغليان التقريبية لكل منهما.

13 . أرسم دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة في كل جملة مما يأتي:

(1) أحد الآتي يُعدُّ محلولًا حقيقيًا:

أ . الحليب ب) السُّكَّر في الماء جـ . الطباشير في الماء د . التراب في الماء

(2) المحلول الأقلُّ درجة تجمّد عند التركيز نفسه 0.1 mol/Kg، هو:

أ . NaCl ب . K_2SO_4 جـ . $CaCl_2$ د . $Al(NO_3)_3$

(3) عددٌ مولات LiOH الموجودة في 2 L من محلول تركيزه 0.04 M:

أ . 0.08 ب . 0.06 جـ . 0.04 د . 0.02

(4) الكسر الموليُّ للمركَّب X عند إذابة 6 mol منه في 72 g من الماء ($Mr = 16$ g/mol)، هو:

أ . 1.0 ب . 0.6 جـ . 1.5 د . 0.08

(5) أحد الآتي يُعدُّ مثالًا على المخلوط المُعلَّق:

أ . الطباشير في الماء ب . الدم جـ . محلول كبريتات البوتاسيوم د . الماء المُقطَّر

(6) العبارة الصحيحة في ما يتعلَّق بأقطار دقائق المُذاب في المحلول الغرويِّ، هي:

أ . أقلُّ من 1 nm ب . أكبرُّ من 1000 nm جـ . من 1 nm – 1000 nm د . صفر

(7) يُعدُّ محلولُ الزئبق في الفضةً مثالًا على محلول:

أ . صلب في سائل ب . سائل في سائل جـ . صلب في غاز د . سائل في صلب

(8) العبارة الصحيحة من العبارات الآتية، هي:

أ . يُكوِّن سائلا الإيثانول والماء طبقتين منفصلتين . ب . لا يذوبُ سائلُ حمض الإيثانويك في الماء .

جـ . يمتزجُ سائلا رابع كلوريد الكربون والماء . د . يُكوِّن سائلا البنزين والماء طبقتين منفصلتين .

مراجعة الوحدة

9) العبارة الصحيحة المتعلقة بمحلولي X (السُّكَّر)، و Y (كلوريد الصوديوم) لهما التركيزُ نفسه، هي:

أ. درجةُ غليان X أعلى من درجة غليان Y.

ب. درجةُ غليان X تساوي درجة غليان Y.

ج. ضغطُ X البخاريُّ يساوي ضغطُ Y البخاريُّ.

د. درجةُ تجمُّد X أعلى من درجة تجمُّد Y.

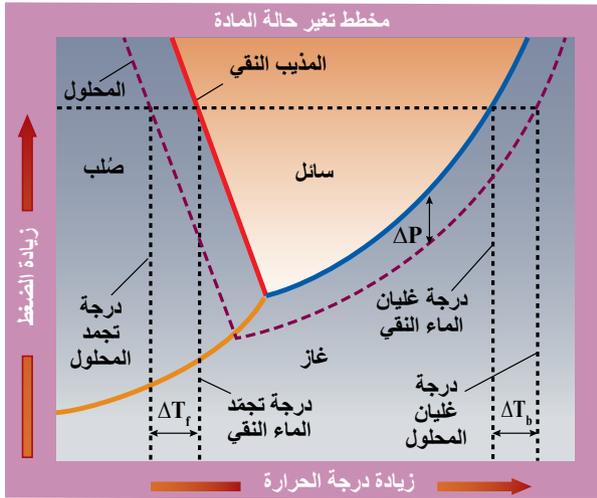
10) محلولٌ تركيزه 4% بالكتلة. يعني هذا أنه يتكوَّن من:

أ. 4 g من المُذابِ في 96 g من المُذيب.

ب. 4 g من المُذابِ في 100 g من المُذيب.

ج. 0.4 g من المُذابِ في 96 g من المُذيب.

د. 0.4 g من المُذابِ في 100 g من المُذيب.



14. يمثل الشكل المجاور مُخطَّطاً يبيِّنُ تغيُّرَ حالةِ المادَّةِ لمُذيبِ نقيٍّ ومُحلول. أدْرُسْهُ، ثمَّ أُجِبْ عَنِ الأَسْئَلَةِ الآتِيَةِ:

أ. ماذا يمثِّلُ الخَطُّ المُتَقَطِّعُ والخَطُّ المُتَّصِلُ في الشكل؟

ب. أصِفْ كيف يُوَثِّرُ الضَّغْطُ ودرجَةُ الحرارة في المُذيبِ النقيِّ والمُحلول.

ج. أصِفْ كيف يمثِّلُ الفرقُ بين الخَطِّين المُتَقَطِّعِ وَالمُتَّصِلِ كُلاًّ من: الانخفاضِ في الضَّغْطِ البخاريِّ، والارتفاعِ في درجة غليان، والانخفاضِ في درجة التجمُّد.

مسردُ المصطلحات

- **مستوى التكافؤ Valence Shell**: مستوى الطاقة الخارجي للذرة.
- **إلكترونات التكافؤ Valence Electrons**: الإلكترونات الموجودة في المستوى الخارجي للذرة، وتحدد نوع الروابط التي تكوّنها الذرة.
- **الرابطة التساهمية Covalent Bond**: قوة التجاذب الناشئة بين ذرتين نتيجة تشاركهما بزواج واحد أو أكثر من الإلكترونات.
- **أزواج الإلكترونات الرابطة Bonding Electrons Pairs**: إلكترونات مستوى التكافؤ التي شاركت في تكوين الروابط.
- **الذرة المركزية Central atom**: الذرة الأقل عددًا في الجزيء، وتكوّن أكثر من رابطة واحدة.
- **أزواج الإلكترونات غير الرابطة Non-Bonding Electrons Pairs**: أزواج من الإلكترونات تظهر في مستوى التكافؤ للذرة المركزية لا تشارك في تكوين الروابط.
- **الرابطة التناسقية Coordinate Bond**: إحدى أنواع الروابط التساهمية، تنشأ نتيجة مشاركة إحدى الذرتين بزواج من الإلكترونات، في حين تشارك الذرة الأخرى بفلك فارغ.
- **نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ Valence Shell Electrons Pair Repulsion Theory (VSEPR)**: نظرية يمكن بها التنبؤ بأشكال الجزيئات؛ فهي تفترض أن أزواج إلكترونات التكافؤ تترتب حول كل ذرة بحيث تكون أبعد ما يمكن ليكون التنافر في ما بينها أقل ما يمكن.
- **الكثافة الإلكترونية Electronic Density**: منطقة بين الذرتين المكوّنتين للرابطة التساهمية، يتركز فيها وجود أزواج إلكترونات الرابطة.
- **التهجين Hybridization**: اندماج أفلاك مستوى التكافؤ في الذرة نفسها لتنتج منه أفلاك جديدة تختلف عن الأفلاك الذرية في الشكل والطاقة.
- **الأفلاك المهجنة Hybrid Orbitals**: أفلاك جديدة تنتج من اندماج أفلاك الذرة نفسها، تختلف عنها في الشكل والطاقة وتشارك في تكوين الروابط.

- العزمُ القطبيّ **Dipole Moment**: مقياسٌ كميٌّ لمدى توزّع الشحنات في الجزيء، ويعتمدُ على المسافة الفاصلة بين الشحنات على طرفي الجزيء، 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 جزيئات تشاركُ فيها ذرّة الهيدروجين المرتبطة في الجزيء برابطة تساهميّة مع ذرّة أخرى ذات سالبية كهربائية عالية، مثل ذرات N, O, F.
- قوى ثنائية القطب **Dipole-Dipole**: قوى تنشأ بين جزيئات قطبيّة نتيجة وجود الشحنات الجزيئية السالبة والموجبة على هذه الجزيئات.
- قوى لندن **London forces**: قوى تجاذب ضعيفةٌ تنشأ نتيجة الاستقطاب اللحظي للجزيئات أو الذرات.
- نظريّة الحركة الجزيئية **Kinetic Molecular Theory**: نظريّة تصفُ سلوك جسيمات المادة اعتمادًا على أنها في حركة دائمة ومستمرّة وقد فسّرت هذه النظرية سلوك المواد الصلبة والسائلة والغازية اعتمادًا على الطاقة الحركية للجسيمات وقوى التجاذب بينها..
- الغاز المثالي **Ideal Gas**: غاز افتراضيّ حجم جسيماته يساوي صفرًا وقوى التجاذب بينها معدومة.
- التصادمات المرنة **Elastic Collision**: تصادمات بين جسيمات يبقى مجموع الطاقة الحركية خلالها محفوظًا.
- الانتشار **Diffusion**: حركة الجسيمات من المنطقة الأعلى تركيزًا إلى المنطقة الأقل تركيزًا.
- القابليّة للانضغاط **Compressibility**: تقارب الجسيمات عند التأثير فيها بضغط فيقلّ الحجم الذي تشغله.
- التدفق **Effusion**: تسرّب الغاز المضغوط من فتحة صغيرة.
- قانون بويل **Boyle's Law**: حجم كمية محدّدة من الغاز المحصور يتناسبُ عكسيًا مع ضغطه عند ثبات درجة حرارته.

- قانون شارل **Charles's Law**: حجم كمية محددة من الغاز المحصور يتناسب طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبات ضغطه.
- قانون جاي - لوساك **Gay-Lussac's Law**: ضغط كمية محددة من الغاز المحصور يتناسب طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبات حجمه.
- القانون الجامع **Combined Law**: قانون يصف العلاقة بين حجم كمية محددة من الغاز المحصور وضغطه ودرجة حرارته المطلقة.
- قانون أفوجادرو **Avogadro's Law**: الحجم 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 المولي **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 يتناسب 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 درجتي حرارة وضغط ثابتتين.
- التكاثف **Condensation**: تحول المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة.
- طاقة التكاثف المولية **Molar Condensation Energy**: كمية الطاقة الناتجة من تكاثف مول واحد من بخار المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة عند درجة حرارة معينة.

- **الضغط البخاري Vapor Pressure**: ضغط بخار السائل في حالة الاتزان عند درجة حرارة معيّنة.
- **درجة الغليان Boiling Point**: درجة الحرارة التي يصبح عندها ضغط بخار السائل مساوياً للضغط الواقع عليه.
- **درجة الغليان العادية Normal Boiling Point**: درجة الحرارة التي يصبح عندها ضغط بخار السائل مساوياً لواحد ضغط جوي 760mmHg.
- **مادة صلبة بلورية Crystalline Solids**: المادة الصلبة التي تتكوّن من بلورات ذات أشكال هندسية منتظمة.
- **مادة صلبة غير بلورية Amorphous Solids**: المادة الصلبة التي لا تترتب جسيماتها لتكوّن أشكالاً هندسية منتظمة.
- **مادة صلبة جزيئية Molecular Solids**: المادة الصلبة التي تتكوّن جسيماتها من جزيئات.
- **مادة صلبة فلزية Metallic Solids**: المادة الصلبة التي تتكوّن جسيماتها من فلزات تترابط برابطة فلزية.
- **مادة صلبة أيونية Ionic Solids**: المادة الصلبة التي تتكوّن جسيماتها من أيونات تترابط برابطة أيونية.
- **مادة صلبة شبكية تساهمية Covalent Network Solids**: المادة الصلبة التي تتكوّن جسيماتها من ذرات تترابط برابطة تساهمية في بناء شبكي صلب.
- **درجة الانصهار Melting Point**: درجة الحرارة التي تتحوّل عندها المادة من الحالة الصلبة إلى السائلة.
- **ظاهرة التآصل Allotropy**: وجود أكثر من شكل بلوري للعنصر الواحد في الحالة الفيزيائية نفسها.
- **المخلوط Mixture**: مزيج من مادتين نقيتين أو أكثر، تبقى كلّ منها محتفظةً بخصائصها الكيميائية.
- **المحلول Solution**: مزيج من مادتين أو أكثر لا يحدث بينهما تفاعل كيميائي، وتنتشر جسيمات المذاب على نحوٍ منتظم ومتماثل في جميع أنحاء المذيب.

- **الذائبيّة Solubility**: أكبرُ كتلةٍ مِنَ المُذابِ التي يمكنُ أن تذوبَ في 100 g مِنَ المُذيبِ.
- **التركيز Concentration**: نسبةُ كميّةِ المادّةِ المُذابةِ في كميّةٍ محدّدةٍ مِنَ المُذيبِ أو المحلولِ.
- **محلولٌ مُركّزٌ Concentrated Solution**: محلولٌ يحتوي على كميّةٍ كبيرةٍ مِنَ المادّةِ المُذابةِ في حجمٍ معيّنٍ مِنَ المُذيبِ.
- **محلولٌ مُخفّفٌ Diluted Solution**: محلولٌ يحتوي على كميّةٍ قليلةٍ مِنَ المُذابِ في حجمٍ معيّنٍ مِنَ المُذيبِ.
- **الكسرُ الموليّ Mole Fraction**: النسبةُ بين عددِ مولاتِ المادّةِ المُذابةِ أو المُذيبِ في المحلولِ إلى عددِ المولاتِ الكليّةِ للمُذابِ والمُذيبِ.
- **النسبةُ المئويّةُ بالكتلة Mass Percent**: النسبةُ المئويّةُ بين كتلةِ المُذابِ إلى كتلةِ المحلولِ.
- **النسبةُ المئويّةُ بالحجم Volume Percent**: النسبةُ المئويّةُ بين حجمِ المُذابِ إلى حجمِ المحلولِ.
- **المولاريّة Molarity**: عددُ مولاتِ المادّةِ المُذابةِ في لترٍ واحدٍ مِنَ المحلولِ.
- **المولاليّة Molality**: نسبةُ عددِ مولاتِ المُذابِ في 1 kg مِنَ المُذيبِ.
- **الانخفاضُ في الضغطُ البخاري Vapor Pressure Lowering**: انخفاضُ الضغطُ البخاري لمُذيبٍ نقيٍّ متطايرٍ عند إذابةِ مادةٍ غيرٍ متطايرةٍ فيه.
- **الارتفاعُ في درجةِ الغليان Boiling Point Elevation**: الفرقُ بين درجةِ غليانِ المُذيبِ النقيِّ والمحلولِ عند إذابةِ 1 mol مِنَ المُذابِ في 1 Kg مِنَ المُذيبِ النقيِّ.
- **الانخفاضُ في درجةِ التجمّد Freezing Point Depression**: الفرقُ بين درجةِ تجمّدِ المحلولِ ودرجةِ تجمّدِ المُذيبِ النقيِّ عند إذابةِ 1 mol مِنَ المُذابِ في 1 Kg مِنَ المُذيبِ النقيِّ.
- **الضغطُ الأسموزي Osmotic Pressure**: الضغطُ الذي يدفعُ المُذيبَ النقيَّ مِنَ الوسطِ الأقلِّ تركيزًا إلى الوسطِ الأعلى تركيزًا عبرَ غشاءٍ شبهٍ منفذٍ.

قائمة المراجع

أولاً- المراجع العربية:

- خليل حسام، موسوعة الكيمياء الشاملة، دار أسامة للنشر، ج ٢، ٢٠٠٩ م .
- صالح محمد، صابر محمد، عثمان عثمان، أسس ومبادئ الكيمياء، ج ٢، الدار العربية للنشر، ٢٠٠٠ 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 الدرمللي، الدليل في الكيمياء: الكيمياء العامة؛ ماهيتها، عناصرها، دار العلم والإيمان ودار الجديد للنشر والتوزيع، ٢٠١٨ م.

ثانياً- المراجع الأجنبية:

- 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, Holum, **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.