الكيمياء

الصف العاشر - كتاب الطالب

الفصل الدراسي الأول

11

فريق التأليف

موسى عطا الله الطراونة (رئيسًا)

بلال فارس محمود　　تيسير عبد المالك الصبيحات

جميلة محمود عطية　　روناهي «محمد صالح» الكردي (منسقًا)

إضافة إلى جهود فريق التأليف، فقد جاء هذا الكتاب ثمرة جهود وطنية مشتركة من لجان مراجعة وتقييم علمية وتربوية ولغوية، ومجموعات مُركَّزة من المعلِّمين والمشرفين التربويين، وملاحظات مجتمعية من وسائل التواصل الاجتماعي، وإسهامات أساسية دقيقة من المجلس التنفيذي والمجلس الأعلى في المركز، ومجلس التربية والتعليم ولجانه المتخصِّصة.

الناشر: المركز الوطني لتطوير المناهج

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

06-4617304 / 8-5　06-4637569　P.O.Box: 1930 Amman 1118

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

قـرَّرت وزارة التربيـة والتعليـم تدريـس هذا الكتـاب في مدارس المملكـة الأردنية الهاشـمية جميعها، بنـاءً على قـرار المجلس الأعلى للمركـز الوطنـي لتطويـر المناهـج في جلسـته رقـم (-------)، تاريـخ ------- م، وقـرار مجلـس التربيـة والتعليـم رقـم ----- تاريـخ 2020/6/18 م بـدءًا مـن العـام الـدراسي ---------- م.

© Harper Collins Publishers Limited 2020.
- 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 - 051 - 6

المملكة الأردنية الهاشمية
رقم الإيداع لدى دائرة المكتبة الوطنية
(----------)

373,19

الأردن. المركز الوطني لتطوير المناهج

الكيمياء: كتاب الطالب (الصف العاشر)/ المركز الوطني لتطوير المناهج.- عمان: المركز، 2020

ج1(90) ص.

ر.إ.: 2020/8/2979

الواصفات: / الكيمياء/ / العلوم الطبيعية/ / التعليم الاعدادي/ / المناهج/

يتحمل المؤلف كامل المسؤولية القانونية عن محتوى مصنفه ولا يعبّر 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.

الطبعة الأولى (التجريبية) 1441 هـ – 2020 م
أعيدت طباعته 2021 م

قائمةُ المحتوياتِ

الموضوعُ ..... **الصفحـةُ**

المقدّمة 5

الوَحدةُ الأولى: أشكالُ الجُزيئات وقوى التجاذب في ما بينها 7

التجرِبةُ الاستهلالية: أشكالُ الجُزيئات 7

الدرسُ الأول: نظريّةُ تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ 10

الدرسُ الثاني: الروابطُ والأفلاك المتداخلة .....

الدرسُ الثالث: القوى بين الجُزيئات .....

مراجعةُ الوَحدة .....

الوَحدةُ الثانية: حالاتُ المادّة .....

التجرِبةُ الاستهلاليّة: العلاقةُ بين حجم الغاز ودرجة حرارته عند ثبات الضغط .....

الدرسُ الأول: الحالةُ الغازيّة .....

الدرسُ الثاني: الحالةُ السائلة .....

الدرسُ الثالث: الحالةُ الصُّلبة .....

مراجعةُ الوَحدة .....

الوَحدةُ الثالثة: المحاليل

التجرِبةُ الاستهلاليّة: خصائصُ المحاليل

الدرسُ الأول: تصنيفُ المحاليل

الدرسُ الثاني: تركيزُ المحاليل

الدرسُ الثالث: خصائصُ المحاليل

مراجعةُ الوَحدة

مسردُ المصطلحات

قائمةُ المراجع

بسم الله الرحمن الرحيم

المقدمة

انطلاقًا 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 معينًا للطلبة على الارتقاء بمستواهم المعرفي، ومجاراة أقرانهم في الدول المتقدمة.

وَيُعَدُّ هذا الكتاب واحدًا من سلسلة كتب المباحث العلمية التي تُعْنى بتنمية المفاهيم العلمية، ومهارات التفكير وحَلِّ المشكلات، ودمج المفاهيم الحياتية والمفاهيم العابرة للمواد الدراسية، والإفادة من الخبرات الوطنية في عمليات الإعداد والتأليف وفق أفضل الطرائق المُتَّبَعة عالميًّا؛ لضمان انسجامها مع القيم الوطنية الراسخة، وتلبيتها حاجات أبنائنا الطلبة والمعلِّمين.

وقد جاء هذا الكتاب مُحقِّقًا لمضامين الإطار العام والإطار الخاص للعلوم، ومعاييرها، ومُؤشِّرات أدائها المُتمثِّلة في إعداد جيل محيط بمهارات القرن الواحد والعشرين، وقادر على مواجهة التحديات، ومُعتزٍّ -في الوقت نفسه- بانتمائه الوطني. وتأسيسًا على ذلك، فقد اعتُمِدت دورة التعلُّم الخماسية المنبثقة من النظرية البنائية التي تمنح الطالب الدور الأكبر في العملية التعلُّمية التعليمية، وتُوفِّر له فرصًا عديدةً للاستقصاء، وحَلِّ المشكلات، والبحث، واستخدام التكنولوجيا وعمليات العلم، فضلًا عن اعتماد منحى STEAM في التعليم الذي يُستعمَل لدمج العلوم والتكنولوجيا والهندسة والفن والعلوم الإنسانية والرياضيات في أنشطة الكتاب المتنوعة، وفي قضايا البحث.

يتألَّف الكتاب من ثلاث وحدات دراسية، هي: بنية الذرَّة وتركيبها، والتوزيع الإلكتروني والدورية، والمُركَّبات والروابط الكيميائية.

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

وانتهاءً بأسئلة التحليل والاستنتاج. وَتَضَمَّنَ الكتاب أيضًا أسئلة تحاكي أسئلة الاختبارات الدولية؛ بُغْيَةَ تعزيز فهم الطالب لموضوعات المادة، وتنمية التفكير الناقد لديه.

ونحن إذ نُقدّمُ هذه الطبعةَ منَ الكتاب، فإنّا نأمَلُ أن يُسهِمَ في تحقيق الأهداف والغايات النهائيّة المنشودة لبناء شخصيّة المتعلّم، وتنمية اتجاهات حُبّ التعلُّم ومهارات التعلُّم المستمرّ، فضلًا عن تحسين الكتاب بإضافة الجديد إلى محتواهُ، وإثراءِ أنشطته المتنوّعة، والأخذِ بملاحظات المعلّمين.

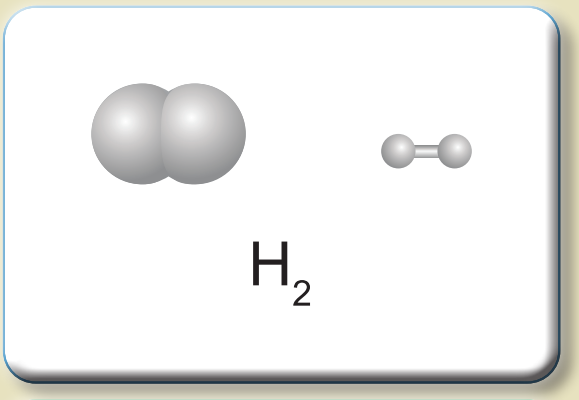
والله ولي التوفيق

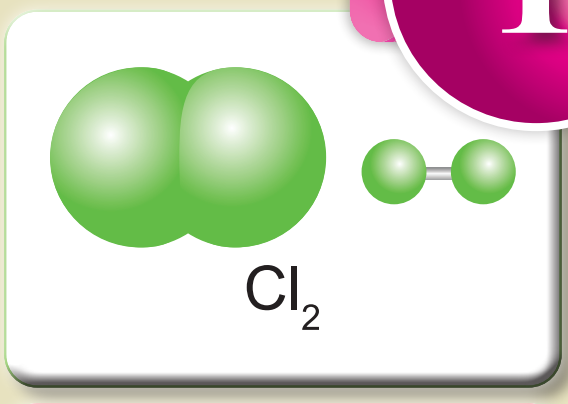
المركز الوطني لتطوير المناهج

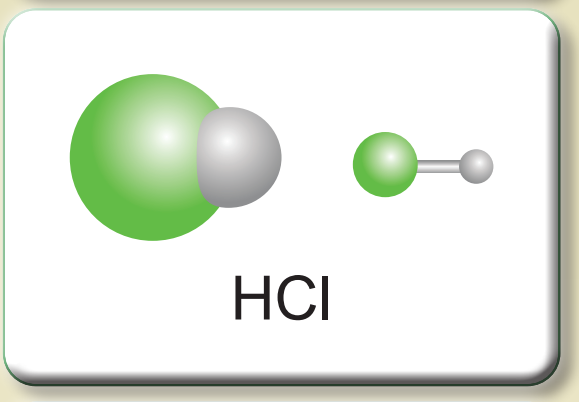
الوحدةُ 1

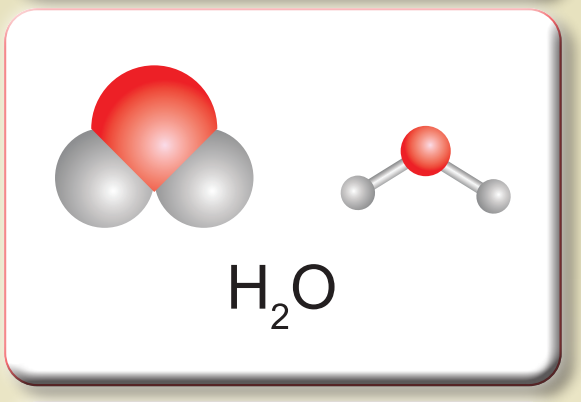
أشكال الجزيئات وقوى التجاذب فيما بينها

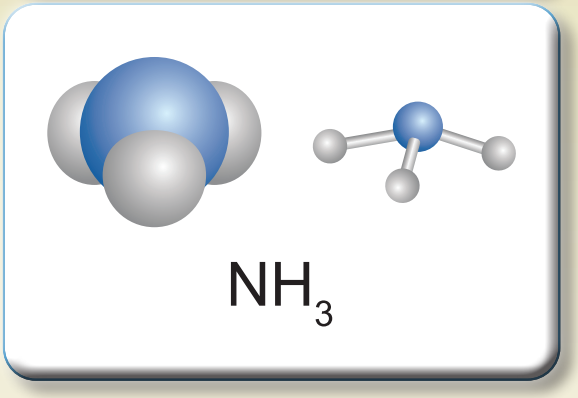
Shapes of Molecules and Intermolecular Forces

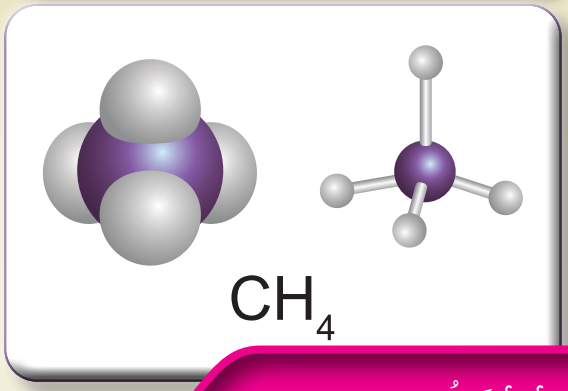












أتأمَّلُ الصورة

تتّخذ الجزيئاتُ التي ترتبط ذرّاتُها بروابطَ تساهميّةٍ أشكالًا هندسيّة (فراغيّة) تبعًا لعدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة المحيطة بالذرّة المركزيّة، فكيف تترتّبُ أزواجُ الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة في الجزئ؟ وكيف يتحدّدُ الشكلُ الفراغيّ للجزيء؟

الفكرةُ العامّة:

تترتّبُ الذرّاتُ في الجزيئات بالنسبة إلى بعضها في أبعاد فراغيّة تعتمد على أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة المحيطة بالذرّة المركزيّة، متّخذة أشكالًا هندسّية تحدّدُ الخصائصَ الفيزيائيّة والكيميائيّة لهذه الجزيئات.

الدرسُ الأول: نظريّة تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ.

الفكرةُ الرئيسة: يتحدّد شكلُ الجزيء بعدد أزواج الإلكترونات التي تحيط بالذرّة المركزيّة، وتتنافرُ فيما بينها وتترتّبُ متباعدةً عن بعضها، معَ بقاء الذرّات منجذبةً نحوَ بعضها في الجزئ.

الدرسُ الثاني: الروابط والأفلاك المتداخلة.

الفكرةُ الرئيسة: تنشأ الرابطة المشتركة نتيجة تداخل أفلاك التكافؤ نصفِ الممتلئة بالإلكترونات، ليصبح الفلك المتداخلُ ممتلئًا ويحتوي على إلكترونين.

الدرسُ الثالث: القوى بين الجزيئات.

الفكرةُ الرئيسةُ: ترتبط جزيئاتُ الموادّ المختلفة وذرّات الغازات النبيلة بقوى تجاذب ضعيفة لكنها ذاتُ أهميّة كبيرة في تحديد خصائصها الفيزيائيّة.

أشكال الجزيئات

المـوادُّ والأدوات: مجموعـةُ نمـاذج الجزيئـات (الكـراتُ، والوصـلاتُ)، فرجـار قيـاس الزاويـة، نمـوذج للجـدول الـدوريّ.

إرشاداتُ السلامة:

أتبعُ إرشادات السلامة العامّة في المختبر.

أرتدي معطفَ المختبر والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.

خطواتُ العمل:

1. **أُصمّمُ:** اختارُ كرةً تمثّل ذرّة البيريليوم (ثقبان) وكرتين تمثّلان ذرّتي الكلور (ثقب واحد) ووصلتين، وأُصمّمُ شكلًا بنائيًّا لجزيء كلوريد البيريليوم ($BeCl_2$).
2. **أتوقّعُ** الشكلَ الناتج وارسُمه.
3. **أقيسُ** مقدارَ الزاوية بين الوصلات، وأُسجّلُها.
4. **أُصمـمُ:** أختارُ كـرةً تمثّـل ذرّة البـورون (ثلاثة ثقـوب) وثلاثَ كرات تمثّـلان ذرّات الكلـور وثلاثَ وصـلات، وأُصمّـمُ شـكلًا بنائيًّـا لجـزيء ثلاثـي كلوريـد البـورون (BCl_3)، وأرسـمُ الشـكلَ الناتـج.
5. **أقيسُ** مقدارَ الزاوية بين الوصلات، وأُسجّلُها.

6. **أُصمـمُ:** أختـارُ كرةً تمثّـل ذرّة الكربـون (أربعة ثقوب) وأربعَ كرات تمثّـل ذرّات الهيدروجين وأربعَ وصـلات، وأُصمّمُ شـكلًا بنائيًّا لجزيء الميثان (CH_4)، وأرسـمُ الشـكلَ الناتج.
7. **أقيسُ** مقدارَ الزاوية بين الوصلات، وأُسجّلُها.
8. **أُسجّلُ البيانات،** أُدوّنُ شكلَ الجزيء، والزاوية بين الروابط.

التحليلُ والاستنتاج:

1- أُحدّدُ أسماءَ الأشكال الناتجة لكلّ جزيء.

2- أُحدّدُ مقدارَ الزاوية بين الروابط في كلّ جزيء.

3- **أستنتجُ** العلاقةَ بين عدد الروابط في الجزيء ومقدارَ الزاويـة بينها.

الدرسُ 1

نظريّة تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ

Valence Shell Electrons Pair Repulsion Theory

الفكرةُ الرئيسة:

يتحدّد شكلُ الجزيء بعدد أزواج الإلكترونات التي تحيط بالذرّة المركزيّة، التي تتنافرُ فيما بينها وتترتّبُ متباعدةً عن بعضها، معَ بقاء الذرّات منجذبةً نحو بعضها في الجزئ.

نتاجاتُ التعلُّم:

- يتوصّلُ إلى المفاهيم الأساسيّة المتعلّقة بالروابط بين الذرّات والجزيئات.
- يوضّحُ العلاقة بين أزواج الإلكترونات حول الذرّة المركزيّة والشكل الفراغي للجزيء.

المفاهيمُ والمصطلحات:

مستوى التكافؤ	Valence Shell
إلكترونات التكافؤ	Valence Electrons
الرابطة التساهميّة	Covalent Bond
الرابطة التناسقيّة	Coordinate Bond
الذرّة المركزيّة	Central Atom
أزواج إلكترونات رابطة	Bonding Electrons Pairs
أزواج إلكترونات غير رابطة	Non-Bonding Electrons Pairs
تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ	(VSEPR)
شكل خطّي	linear Shape
مستوى ثلاثي الزوايا	Trigonal Planar
رباعيّ الأوجه (الأسطح)	Tetrahedral
هرم ثنائيّ مثلّث	Trigonal Bipyramidal
ثمانيّ السطوح	Octahedral

أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ

Valence Shell Electrons Pair

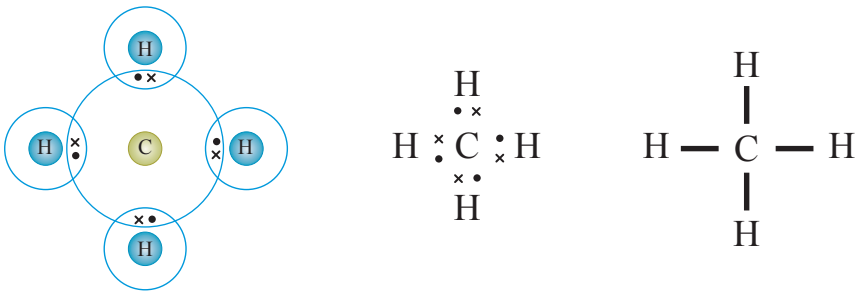
درستَ فيما سبق أنّ الإلكتروناتِ تتوزّعُ على مستويات الطاقة المختلفة في الذرّة، وبعضُ هذه الإلكترونات تتوزّعُ في مستوى الطاقة الخارجيّ الذي يسمّى **مستوى التكافؤ Valence Shell**، وتسمّى هذه الإلكتروناتُ **إلكتروناتِ التكافؤ Valence Electrons**، التي تحدّدُ نوعَ الرابطة التي تكوّنها الذرّةُ عند تفاعلها معَ ذرّات أُخرى.

الروابطُ التساهميّة والرابطة التناسقيّة:

Covalent Bonds and Coordinate Bond

كثيرٌ من الموادِ التي تعَدُّ عصبُ الحياةِ كالماءِ وغازِ الأكسجينِ وغازِ ثاني أكسيدِ الكربونِ والكثيرِ منَ الموادّ التي نستخدمُها في حياتنا اليوميّة تتكوّنُ من موادَّ ترتبط ذرّاتُها بروابطَ تساهميّة، مثل الألياف والبلاستيك والمبلمرات وأنواع الوقود المختلفة، كما أنّ معظمَ المركّبات الموجودة في أجسامنا وأجسام الكائنات الحيّة الأُخرى تحتوي على روابطَ تساهميّة. فكيف تتكوّن هذه الروابطُ في المركّبات المختلفة؟

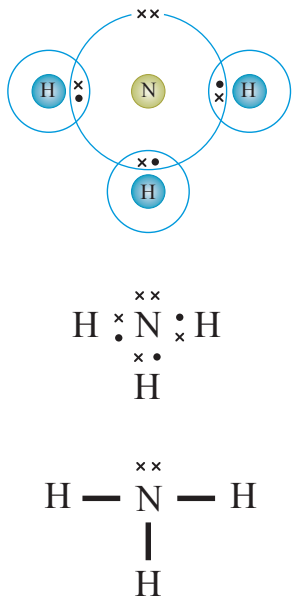
يحتوي المستوى الخارجيُّ لذرّات عناصر المجموعات الممثلة (4-7) على عدد منَ الإلكترونات تنجذبُ نحو النواة بقوّة، وعند ارتباط ذرّتين من هذه العناصر ببعضهما بعضًا فإنهما تتشاركان في الإلكترونات، وينشأُ بينهما زوجٌ أو أكثرُ منَ الإلكترونات المشتركة تنجذبُ نحو نواتي الذرّتين معًا، ويُطلقُ على قوّة الجذب الناشئة بينهما اسمُ **الرابطة التساهميّة Covalent Bond**؛ فمثلًا، تمتلكُ ذرّةُ الكربون أربعةَ إلكترونات في المستوى الخارجيّ، بينما تمتلكُ ذرّةُ الهيدروجين إلكترونًا واحدًا، وعند ارتباطهما لتكوين جزيء الميثان (CH_4) تتشاركُ ذرّةُ الكربون معَ كلِّ ذرّة هيدروجين بزوج منَ الإلكترونات، ويكون حول ذرّة الكربون أربعة أزواج منَ الإلكترونات المشتركة معَ ذرات الهيدروجين، تسمّى **أزواجَ الإلكترونات الرابطة Bonding Electrons Pairs**، وهي



الشكلُ (1): أزواجُ الإلكترونات المشتركة في جزيء الميثان (CH_4).

إلكتروناتُ مستوى التكافؤ التي شاركت في تكوين الروابط. وينشأُ عن ذلك أربعُ روابطَ تساهميّةٍ أُحاديّة تحيط بذرّة الكربون، التي يُطلقُ عليها اسمُ الذرّة المركزيّة Central atom، وهي تلك الذرّةُ الأقل عددٌ في الجزيء المكون من اكثر من ذرتين وتُكوِن أكثر من رابطة واحدة، أي أنها تُحاط بأكبر عدد منَ الروابط في الجزيء، ويوضّح الشكلُ (1) أزواجَ الإلكترونات المشتركة والروابط في جزيء الميثان.

أمّا في جزيء الأمونيا (NH_3) فتحتوي ذرّةُ النيتروجين في المستوى الخارجي على (5) إلكترونات، وحتى تصلَ إلى حالة الاستقرار فإنها تتشاركُ معَ كلّ ذرّة هيدروجين بزوج منَ الإلكترونات ليصبح لديها ثلاثةُ أزواج منَ الإلكترونات المشتركة، كما يتّضحُ من تركيب لويس للجزيء، ومن ثَمَّ فإنّها تكوّنُ ثلاثَ روابطَ تساهميّةٍ أُحاديّةٍ معَ ثلاث ذرّات منَ الهيدروجين، ويبيّنُ الشكلُ (2) أزواجَ الإلكترونات بالذرة N في جزيء الأمونيا.

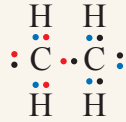


الشكلُ (2): أزواجُ الإلكترونات المحيطة بالذرة N في جزيء الأمونيا.

يتّضحُ من تركيب لويس أنّ ذرّة النيتروجين تمثّلُ الذرّة المركزيّة في الأمونيا؛ فهي تُحاط بثلاثة أزواج منَ الإلكترونات الرابطة، إضافة إلى زوج واحد منَ الإلكترونات لم يشارك في تكوين الروابط يُطلقُ عليه **زوجُ إلكترونات غير الرابطة Non-Bonding Electrons Pair**، وتعرف أزواج الإلكترونات غير الرابطة أنها أزواجٌ منَ الإلكترونات تظهرُ في مستوى التكافؤ للذرّة المركزيّة لا تشارك في تكوين الروابط.

عرفتَ منَ المثالين السابقين أنّ ذرّتي الكربون والنيتروجين هما ذرّتان مركزيتان، وأنّ كلًّا منهما محاطةٌ بأربعة أزواج منَ الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة، وهذا يعني أنّهما تحققان قاعدةَ الثمانية؛ أي أنّ مجموع الإلكترونات في مستوى التكافؤ يساوي ثمانية، وبهذا يصبحُ تركيبُهما

الجدول (1): تركيب لويس لبعض الجزيئات.

اسم الجزيء	الصيغة الجزيئية	تركيب لويس
الكلور	Cl_2	
كلوريد الهيدروجين	HCl	
الماء	H_2O	
الإيثان	C_2H_6	

مشابهًا لتركيب الغاز النبيل الأقرب لكلٍّ منهما في الجدول الدوريّ. وهناك الكثيرُ منَ الذرّات التي تكوّنُ روابطَ تساهميّةً في جزيئاتها تحقّق قاعدة الثمانية؛ إذ يصبح مستوى تكافؤها ممتلئًا بالإلكترونات، ويصبح تركيبُها الإلكترونيُّ مشابهًا لتركيب الغاز النبيل الأقرب إليها، ويوضّحُ الجدولُ (1) تركيبَ لويس لبعض هذه الجزيئات.

ويمكنُ تعرُّفُ عددِ أزواج الإلكترونات الرابطة وغيرِ الرابطة في الجُزيئات والأيونات المختلفةِ بكتابة تركيب لويس لها، كما في الأمثلة الآتية:

المثال 1

اكتُبْ تركيبَ لويس لِجُزيء NF_3، وَحَدِّد عددَ أزواج الإلكترونات الرابطة وغيرِ الرابطة حولَ الذرّة المركزيّة.
(العدد الذرّي لذرّة N = 5، ولذرّة F = 9)

تحليلُ السؤال:

نُحدِّدُ عددَ إلكترونات التكافؤ لكلِّ ذرّة في الجُزيء من خلال توزيع كلٍّ منهما الإلكترونيّ

N: $1S^2\underline{2S^2 2P^3}$ F: $1S^2\underline{2S^2 2P^5}$

عددُ إلكترونات التكافؤ: N = 5e , F = 7e

نُحدِّدُ عددَ الإلكترونات المتوفّرة (v.e) في مستويات التكافؤ لجميع الذرّات في الجُزيء، ويساوي:

عدد إلكترونات تكافؤ N × عدد ذرّات N + عدد إلكترونات تكافؤ F × عدد ذرّات F

$$\text{sum}(v.e) = n(v.e)N\ \text{atom} \times n(N\ \text{atom}) + n(v.e)F\ \text{atom} \times n(F\ \text{atom})$$

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

نَحسُبُ عددَ أزواج الإلكترونات المتوفّرة (v.e.p) بِقِسمَةِ عدد الإلكترونات على 2

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

نُحدِّدُ الذرّةَ المركزيّة في الجُزيء، وهي الذرّةُ N؛ الأقلُّ سالبيّةً كهرَبائيّةً وذاتُ العدد الأقلّ، وَنوَزِّعُ ذرّات F حولَها، ثمّ نرسمُ روابطَ أُحاديّةً في ما بينهما (كلُّ رابطةٍ تمثِّلُ زوجَ إلكترونات).

نَحسُبُ عددَ أزواج الإلكترونات المُتبقِّية (l.e.p)، وهيَ تُساوي

عددَ أزواج الإلكترونات المُتوفّرة (v.e.p) – عددِ أزواج الإلكترونات الرابطة (b.e.p)

$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p) = 13 - 3 = 10 \text{ أزواج}$$

نُوَزِّعُ أزواجَ الإلكترونات المُتبقّية حولَ الذرّات الطرفيّة (F)، بحيثُ تُحقّقُ كلُّ ذرّة قاعدةَ الثمانية؛ وبهذا نكونُ قد وزّعنا منها 9 أزواج وبقيَ لدينا زوجٌ يوضعُ حولَ الذرّة المركزيّة. وعليه، فيكون توزيعُ لويس على النَّحو الآتي:

أي أنّ ذرّة N تُحاطُ بثلاثة أزواج مِنَ الإلكترونات الرابطة وزوجٍ مِنَ الإلكترونات غيرِ الرابطة.

المثال 2

حَدِّد عددَ الإلكتروناتِ الرابطة وغيرِ الرابطة حولَ الذرّة المركزيّة في جُزيء $GeCl_4$.

تحليلُ السؤال:

لاحِظْ أنّ الكلورَ مِنَ المجموعة السابعة، وتمتلكُ ذَرَّتُهُ 7 إلكترونات في مستوى التكافؤ، بينما الجيرمانيوم Ge مِنَ المجموعة الرابعة، وتمتلكُ ذَرَّتُهُ 4 إلكترونات تكافؤ؛ وبهذا فإنّ عددَ الإلكترونات المتوفّرة يُساوي

$$\text{sum } (v.e) = n(v.e)\text{Ge atom} \times n(\text{Ge atom}) + n(v.e)\text{Cl atom} \times n\ (\text{Cl atom})$$

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

وعليه، فيكونُ عددُ أزواج الإلكترونات المتوفّرة

$$n(v.e.p) = \frac{32}{2} = 16 \text{ زوجاً}$$

نُحَدِّدُ الذرّةَ المركزيّة، وهيَ ذرّةُ Ge؛ فهيَ الأقلُّ سالبيّةً كهرَبائيّةً والأقلُّ عددًا، وَنُوَزِّعُ ذرّات Cl حولَها، ثمّ نضعُ بينها روابطَ أُحاديّة.

نَحسُبُ عددَ أزواج الإلكترونات المُتبقِّية (عدد أزواج الإلكترونات المُتوفّرة – عددِ الإلكترونات الرابطة):

$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p) = 16 - 4 = 12 \text{ زوجاً}$$

نُوَزِّعُ أزواجَ الإلكترونات المُتبقّية حولَ الذرّات الطرفيّة Cl، بحيثُ تُحَقِّقُ كلٌّ منها قاعدةَ الثمانية.

يتّضِحُ من تركيب لويس لِلْجُزي $GeCl_4$ أنه ذرّةُ Ge تُحاط بأربعة أزواج إلكترونات رابطة، ولا توجدُ حولَها أزواجُ الإلكترونات غيرِ الرابطة.

المثال 3

اكتُبْ تركيبَ لويس، وَحَدِّد عددَ أزواج الإلكترونات الرابطة وغيرِ الرابطة حولَ الذرّة المركزيّة في الأيون CO_3^{2-}. (العدد الذرّي لذرّة C = 6، وللذرّة O = 8).

تحليلُ السؤال:

ذرّةُ الكربون أقلُّ سالبيّةً كهرَبائيّة، وَتُكَوِّنُ عددًا أكبرَ مِنَ الروابط؛ لِذا فإنّها تمثِّلُ الذرّةَ المركزيّة.

نَحسُبُ عددَ إلكترونات التكافؤ الكليِّ لجميع الذرّات في الأيون، وَلِوُجُودِ الشحنةِ السالبة (-2) نُضيفُ إليها إلكترونين:

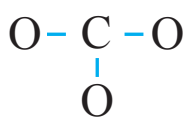
$$\text{sum}(v.e) = \text{n}(v.e)\text{C atom} \times n(\text{C atom}) + \text{n(v.e)O atom} \times n(\text{O atom}) + 2$$

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

نَحسُبُ عددَ أزواج الإلكترونات المتوفّرة

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

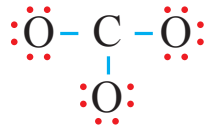
نُوَزِّعُ ذرّات الأكسجين حولَ ذرّة الكربون المركزيَة، ونرسمُ بينها روابطَ أُحاديّة.



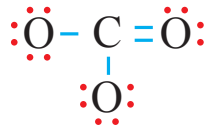
نَحسُبُ عددَ أزواج الإلكترونات المُتبقِّية (عدد أزواج الإلكترونات المُتوفّرة – عددِ الإلكترونات الرابطة):

$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p) = 12 - 3 = 9 \text{ أزواج}$$

نُوَزِّعُ أزواج الإلكترونات المُتبقّية حولَ الذرّات الطرفيّة O، بحيثُ تُحَقِّقُ كلٌّ منها قاعدةَ الثمانية.



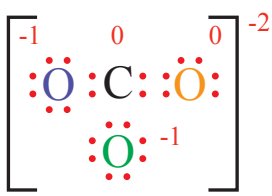
لاحِظ أنّ ذرّةَ الكربون لم تُحَقِّقْ قاعدةَ الثمانية. وَلِتَحقيقِ ذلك، يمكنُ تكوينُ رابطةٍ ثنائيّة بين ذرّة الكربون وإحدى ذرّات الأكسجين، كما يأتي:



نَحسُبُ الشحناتِ الجُزئيّةَ لكلّ ذرّة (عدد إلكترونات التكافؤ – عدد الإلكترونات المحيطة بها فقط).

$O = 6 - 6 = 0$,	$C = 4 - 4 = 0$
$O = 6 - 7 = -1$,	$O = 6 - 7 = -1$

لاحِظ أنّ مجموع الشحنات يُساوي (-2)، وهو يُساوي شحنةَ الأيون. وعليه، فيكونُ تركيبُ لويس كما يأتي:



وبهذا نجدُ أنّ ذرّة الكربون تُحاطُ بأربعةِ أزواج مِنَ الإلكترونات الرابطة، ولا تمتلكُ أزواجَ إلكتروناتٍ غيرِ رابطة.

يحتوي العديد منَ الجزيئات على روابطَ ثنائيّةٍ أو ثلاثيّة؛ فمثلًا، في جزيء ثاني أُكسيد الكربون (CO_2) نجد أنّ ذرّة الكربون تتشاركُ معَ كلِّ ذرّة أُكسجين بزوجين منَ الإلكترونات لتكوين رابطة ثنائيّة معَ كلٍّ منهما؛ لكي تُحقّقَ كلٌّ منها قاعدة الثمانية وتصلَ إلى حالة الاستقرار، وكذلك فإنّ ذرّتي الكربون في جزيء الإيثين C_2H_4 تشتركان بزوجين منَ الإلكترونات لتكوين رابطة ثنائيّة؛ لتُحقّقَ كلٌّ منهما قاعدة الثمانية وتصلَ إلى حالة الاستقرار.

وكذلك جزيء الأُكسجين (O_2)؛ إذ تشتركُ ذرّتاهُ بزوجين منَ الإلكترونات لتكوين رابط ثنائيّة؛ كي تُحقّقَ كلٌّ منهما قاعدة الثمانية وتصلَ إلى حالة الاستقرار.

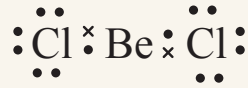
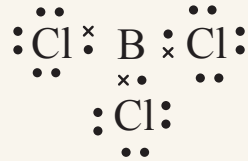
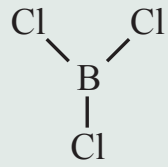
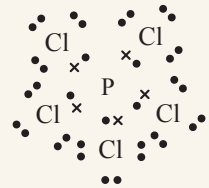
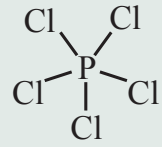
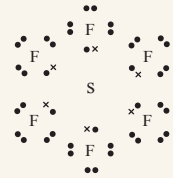
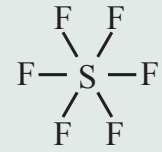
في حين أنّ ذرّتي النيتروجين في جزيء (N_2) تتشاركان بثلاثة أزواج منَ الإلكترونات؛ لتكوّنا رابطة ثلاثيّة وتحقّقا –من ثَمَّ– قاعدةَ الثمانية ويصبحَ تركيبُهما مشابهًا لتركيب الغاز النبيل النيون (Ne)، وكذلك ذرّتا الكربون في جزيء الإستيلين، فإنّهما تتشاركان بثلاثة أزواج منَ الإلكترونات وتنشأُ بينَهُما رابطةٌ ثلاثيّة؛ لكي تُحقّقا قاعدة الثمانية وتصلا إلى حالة الاستقرار. ويبيّنُ الجدولُ (2) الصيغَ الجزيئيّة لهذه المركّبات وتركيبَ لويس لكلٍّ منها.

إلّا أنّ بعض الذرّات التي تكوّنُ في مركّباتها روابطَ تساهميّةً لا تُحقّقُ قاعدةَ الثمانية؛ فأحيانًا يكون عددُ الإلكترونات المحيطة بالذرّة المركزيّة أقلَّ

الجدول (2): تركيب لويس لجزيئات تحتوي على روابطَ ثنائيّةٍ وأُخرى تحتوي على روابطَ ثلاثيّة.

اسم الجزيء	الصيغة الجزيئية	تركيب لويس
ثاني أُكسيد الكربون	CO_2	
الإيثين	C_2H_4	
الأُكسجين	O_2	
النيتروجين	N_2	
الإستيلين	C_2H_2	

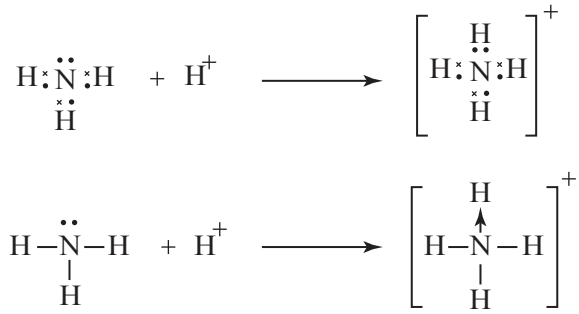
الجدول (3): تركيب لويس لبعض مركّبات تخالفُ قاعدةَ الثمانية.

عدد أزواج الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة	تركيب لويس	الشكل البنائيّ للجزيء	الصيغة الجزيئيّة للمركّب
2		Cl— Be —Cl	$BeCl_2$
3			BCl_3
5			PCl_5
6			SF_6

من ثمانية، مثل ذرّة البيريليوم في الجزيء ($BeCl_2$) وكذلك ذرة البورون في الجزيء (BCl_3)، وأحيانًا قد يزيد عددُ الإلكترونات المحيطة بالذرّة المركزيّة على ثمانية، مثل ذرّة الفسفور في المركّب (PCl_5) وذرّة الكبريت في المركّب (SF_6)، والجدولُ (3) يبيّنُ تركيبَ لويس لبعض هذه المركّبات.

يتّضحُ ممّا سبق أنّ الرابطة التساهميّة تنشأُ من تشارك الذرّتين بزوج واحد أو أكثرَ منَ الإلكترونات، إلّا أنّ هناك نوعًا منَ الروابط التساهميّة ينشأ نتيجة مشاركة إحدى الذرّتين بزوج منَ الإلكترونات في حين تشارك الذرّةُ الأُخرى بفلك فارغ؛ إذ يندمج زوجُ إلكترونات الذرّة الأولى معَ الفلك الفارغ منَ الذرّة الثانية وتنشأُ رابطةٌ بين الذرّتين تسمّى **الرابطةَ التناسقيّة Coordinate Bond**، ومثال ذلك تكوينُ أيون الأمونيوم (NH_4^+)، الذي يَنتجُ من تفاعل محلول الأمونيا NH_3 معَ حِمض الهيدروكلوريك HCl، كما في المعادلة

$$NH_{3(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$



الشكلُ (3): تكوين الرابطة التناسقية في الأيون الأمونيوم NH_4^+.

يُلاحظ منَ المعادلة أنّ الأمونيا ترتبط بأيون الهيدروجين (H^+)، الذي يتميّز بأنّ أفلاكَهُ فارغةٌ منَ الإلكترونات، في حين أنّ ذرّة النيتروجين في جزيء الأمونيا تمتلكُ زوجًا منَ الإلكترونات غيرِ الرابطة، تشاركُ فيه ذرّةُ النيتروجين معَ الفلك الفارغ لأيون الهيدروجين وتنشأ بينهما رابطةُ التناسقيّة في أيون الأمونيوم (NH_4^+)، التي يُشار إليها بسهم صغير في الشكل (3).

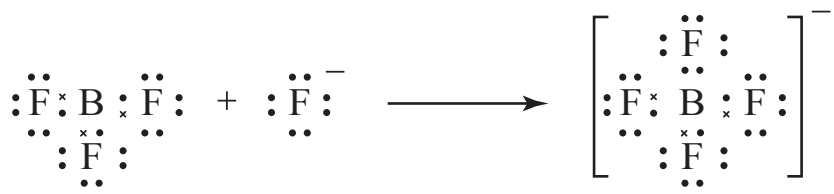
ومنَ الأمثلة أيضًا على مركّبات تكوّنُ روابطَ تناسقيّةً مركّبُ ثلاثي فلوريد البورون (BF_3)، الذي يتفاعلُ معَ حِمض الهيدروفلوريك (HF) مكوّنًا الأيون (BF_4^-)، كما في المعادلة:

$$BF_3 + HF \longrightarrow BF_4^- + H^+$$

فذرّةُ البورون في الجزيء BF_3 تكوّنُ ثلاثَ روابطَ تساهميّةٍ معَ ثلاث ذرّات منَ الفلور، وفي الوقت نفسِهِ تمتلكُ فلكًا فارغًا تتشاركُ به معَ زوج منَ الإلكترونات غيرِ الرابطة في أيون الفلوريد (F^-)، وتنشأُ بينَهُما رابطةٌ تناسقيّة في الأيون (BF_4^-)، كما في الشكل (4).

✓ **أتحقَّق:** ارسُمْ تركيبَ لويس لكلٍّ منَ الجزيئات الآتية، وأحدّد عددَ أزواج الإلكترونات الرابطة وغيرِ الرابطة في ذرّتها المركزيّة:

OF_2 , $BeCl_2$



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

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

تحيطُ بالذرّة المركزيّة في الجزيء أزواجٌ منَ الإلكترونات الرابطة وغيرِ الرابطة، تتنافرُ فيما بينها فتترتّبُ بالنسبة إلى بعضها بعضًا؛ ليتّخذَ الجزيءُ شكلًا فراغيًّا يكونُ فيه التنافرُ بين أزواج الإلكترونات أقلَّ ما يمكن؛ ما يجعلُ الجزيءَ أكثرَ ثباتًا واستقرارًا.

يسهمُ الشكلُ الفراغيُّ للجزيء في تحديد الكثير من خصائصه الفيزيائيّة والكيميائيّة. فكيف يُحَدَّدُ الشكلُ الفراغيّ للجزيء؟ وكيف تتوزّعُ أزواجُ الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة في الجزيئات المختلفة؟

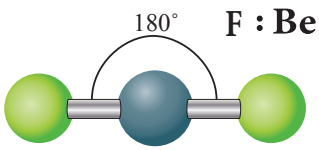
اقترحَ الكيميائيون نظريّةً عُرفت بنظريّة **تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ (VSEPR)**، التي يمكنُ من خلالها التنبُّؤُ بأشكال الجزيئات؛ فهي تفترضُ أنّ أزواج إلكترونات التكافؤ تترتّبُ حولَ كلّ ذرّة بحيث تكونُ أبعدَ ما يمكن ليكونَ التنافرُ فيما بينها أقلَّ ما يمكن، وبهذا يمكنُ تحديدُ مقدار الزاوية بين الروابط في الجزيء، وتوقُّعُ شكلِهِ الفراغيّ. ويبيّنُ الجدولُ (4) ترتيبَ أعدادٍ مختلفة من أزواج الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة ومقدارَ الزاوية بين الروابط والشكلَ المتوقّع.

استنتجِ العلاقةَ بين عدد أزواج الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة ومقدار الزاوية بين الروابط في الجزيء.

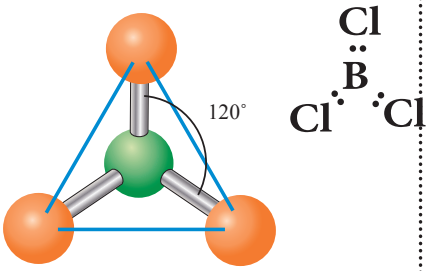
الجدول (4): ترتيبُ أعدادٍ مختلفة من أزواج الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة ومقدارَ الزاوية بين الروابط والشكلَ المتوقّع

اسم الشكل	الزاوية بين الروابط	ترتيب أزواج الإلكترونات	عدد أزواج الإلكترونات
خطّي	180° X	X	زوجان
مثلثٌ مُستوٍ	120° X	X	ثلاثة أزواج
رباعيّ الأوجه منتظم	109.5° X	X	أربعة أزواج
هرم ثنائيّ مثلّث	90° X 120°	X	خمسة أزواج
هرم ثمانيّ السطوح	90° X	X	سِتّة أزواج

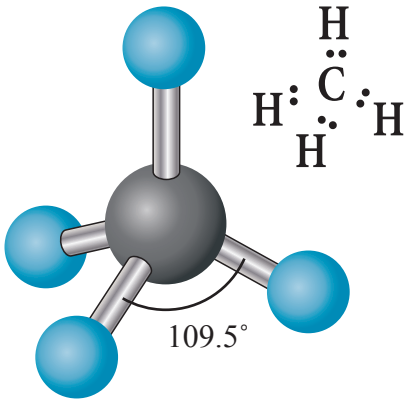
يتّضحُ منَ الجدول أنَّه عند وجود زوجين منَ الإلكترونات الرابطة فإنّهما سيترتّبان على جانبي الذرّة المركزيّة ليكونَ التنافرُ بينَهُما أقلَّ ما يمكن، وتكونُ الزاوية بينهما (180˚)، وينتج عن ذلك شكلٌ **خطيّ Linear** للجزيء، ومثالُ ذلك جزيءُ (BeF_2). لاحظِ الشكلَ (5).



أمّا في حال وجود ثلاثة أزواج منَ الإلكترونات الرابطة حولَ الذرّة المركزيّة فإنّها سوف تكونُ أبعدَ ما يمكن عندما تكونُ الزاويةُ بينها (120˚)، ويكون شكلُ الجزيء مثلّثًا مستويًا Trigonal Planar، كما في جزيء (BCl_3). لاحظِ الشكلَ (6).

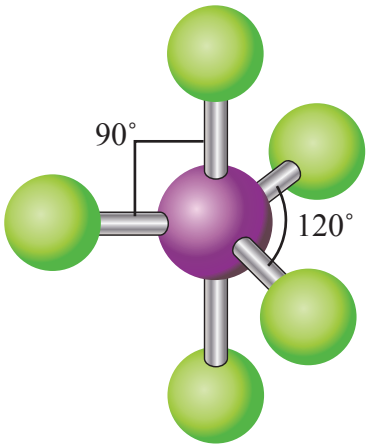


وإذا وُجدت أربعةُ أزواج منَ الإلكترونات الرابطة حولَ الذرّة المركزيّة فإنّها تترتّبُ باتّجاه زوايا رؤوس هرم رباعيّ الأوجه منتظم Tetrahedral، وتكونُ الزاويةُ بين الروابط (109.5˚). انظرِ الشكلَ (7)، الذي يبيّنُ الشكلَ الفراغيَّ لجزيء (CH_4).

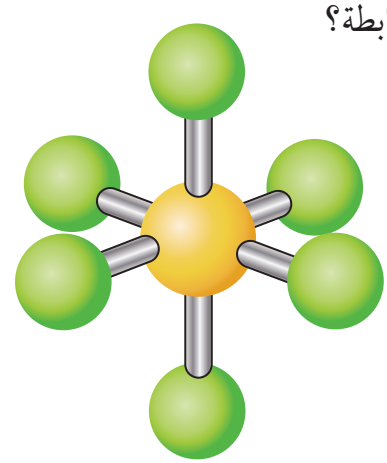


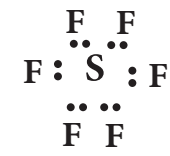
وفي حال وجود خمسة أزواج منَ الإلكترونات الرابطة حولَ الذرّة المركزيّة فإنّها تتوزّعُ باتّجاه رؤوس هرم ثنائيّ مثلّث Bipyramidal، وتكونُ الزاوية بين الروابط (90˚ , 120˚) كما في المركّب (IF_5). لاحظِ الشكلَ (8).

وإذا أُحيطت الذرّةُ المركزيّة بستة أزواج منَ الإلكترونات فإنّها تتوزّعُ باتّجاه رؤوس **هرم ثمانيّ السطوح Octahedral**، وتكون الزاوية بين الروابط (90˚)، كما في الجزيء (SF_6). لاحظِ الشكلَ (9).

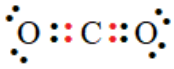
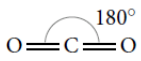
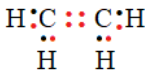
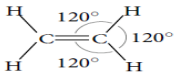
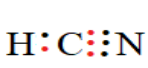
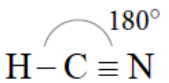
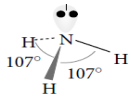
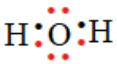


تُلاحظُ في الأمثلة السابقة أنّ جميع الذرّات المركزيّة تكوّنُ روابطَ أُحاديّة وأنّها لا تمتلكُ أزواجَ إلكترونات غيرِ رابطة، فماذا لو ارتبطت الذرّاتُ بروابطَ ثنائيّةٍ أو ثلاثيّة، فهل يختلفُ الشكلُ الفراغيُّ للجزيء؟ وهل يختلفُ مقدارُ الزاوية بين الروابط إذا امتلكتِ الذرّةُ المركزية أزواجَ إلكترونات غيرِ رابطة؟





الجدول (5): الشكل الفراغيّ ومقدار الزاوية بين الروابط لعدد منَ الجزيئات

اسم الجزيء	تركيب لويس	الشكل الفراغي	اسم الشكل
جزيئات لا تمتلك ذرّتُها المركزيّة أزواجَ إلكترونات غيرِ رابطة وتكوّنُ روابط ثنائيّة أو ثلاثيّة			
ثاني أُكسيد الكربون			خطّي
الإيثين			مثلث مستوٍ حولَ كلّ ذرّة كربون
سيانيد الهيدروجين			خطّي
جزيئات تكوّنُ روابطَ أحاديّةً وتمتلكُ ذرّتُها المركزيّة أزواجَ إلكترونات غيرِ رابطة			
الأمونيا			هرم ثلاثي
الماء			مُنحَنٍ

يبيّنُ الجدولُ (5) الشكلَ الفراغيَّ ومقدارَ الزاوية بين الروابط لعدد منَ الجزيئات. لاحظ أنّ ذرّة الكربون في جزيء ثاني أُكسيد الكربون (CO_2) تشترك معَ كلّ ذرّة أُكسجين بزوجين منَ الإلكترونات وتكوّنُ رابطةً ثنائيّة معَ كلّ منهما، وأنّ أزواج الإلكترونات تترتّبُ على جانبي ذرّة الكربون بزاوية (180°) ويكونُ الشكلُ الناتجُ خَطِّيًّا.

الربطُ بالتكنولوجيا

تحليلُ رامان الطيفيّ Raman Spectroscopy

يُستخدمُ هذا التحليلُ لتعرُّفِ تكوينِ المادّة وخصائصها، وهو يعتمدُ على قدرة جُزيئات المادّة على تشتيت الضَّوء؛ حيث يوفِّرُ معلوماتٍ حولَ الاهتزازات التي تحدثُ داخلَ الجُزيئات والجُزيئات التي حولَها، وتساعدُ هذه المعلوماتُ على تعرُّفِ البنيةِ الشبكيّة البوريّة للمادّة، وأشكالِ الجُزيئات وهياكلِها الأساسيّة، كما يُستخدمُ في خطِّ عمليّات الإنتاج لمراقبة عمليّات البلورة والكشف عن آليات التفاعل وَسِماته الحركيّة. وهناك أنواعٌ متعدّدةٌ مِنَ الأجهزة الحديثة التي تعملُ على تحليل رامان الطيفيّ في مجالات متنوّعة، مثل الصناعاتِ الدوائيّة والصناعات الغذائيّة والأنظمة البصريّة وغيرها.

وبالنظر إلى جزيء الإيثين (C_2H_4) تجد أنّ ذرّتي الكربون ترتبطان برابطة ثنائيّة؛ أي أنّ هناك زوجين منَ الإلكترونات المشتركة بينَهُما، وزوجين مشتركين معَ ذرّتي الهيدروجين، وبهذا تترتّبُ هذه الأزواجُ باتّجاه رؤوس مثلّث مستوٍ حولَ كلّ ذرّة كربون، وتكون الزاوية بين الروابط (120°)؛ أي أنّ الشكلَ الفراغيّ للجزيء مثلّثٌ مستوٍ حولَ كلّ ذرّة كربون.

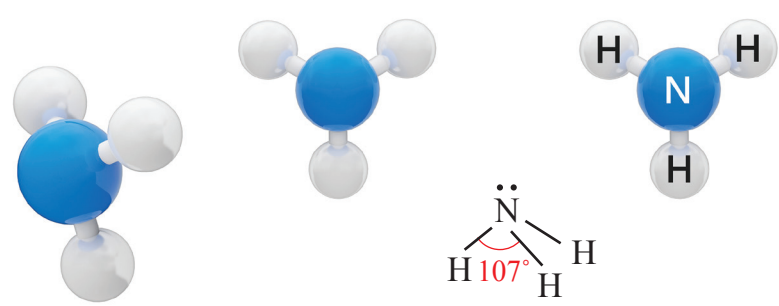
وإذا نظرتَ إلى جزيء سيانيد الهيدروجين (HCN) فستجد أنّ الكربون يرتبط بذرّة النيتروجين برابطة ثلاثيّة؛ أي أنّ هناك ثلاثة أزواج منَ الإلكترونات المشتركة بينَهُما، وزوجًا منَ الإلكترونات المشتركة معَ ذرّة الهيدروجين، تترتّبُ على جانبي ذرّة الكربون المركزيّة بزاوية (180°)، ويكون الشكلُ الناتج لجزيء (HCN) خَطِّيًّا.

تمتلكُ الذرّاتُ المركزيّة في بعض الجزيئات أزواجًا منَ الإلكترونات غيرِ الرابطة، تتنافرُ بقوّة أكبرَ من تنافر أزواج الإلكترونات الرابطة، فتكون الزاويةُ بينها أكبرُ منَ الزاوية بين أزواج الإلكترونات الرابطة، ويمكنُ ملاحظة ذلك في كلٍّ من جزيئات الأمونيا وجزيئات الماء.

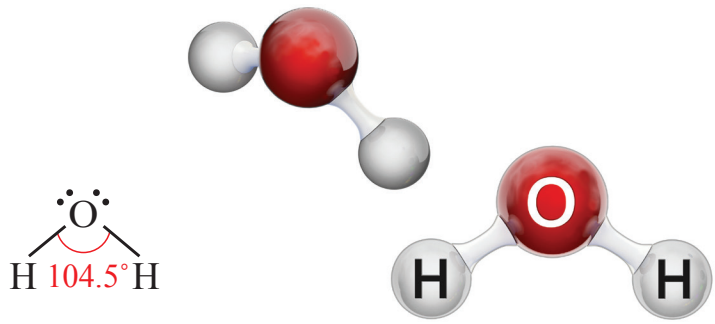
فمثلًا، تُحاط ذرّةُ النيتروجين (N) في الأمونيا (NH_3) بأربعة أزواج منَ الإلكترونات كما في ذرّة الكربون في جزيء الميثان، إلّا أنّ أحد هذه الأزواج غيرُ رابط، ويتنافرُ معَ أزواج الإلكترونات الرابطة بقوّة أكبرَ منَ التنافر فيما بين هذه الأزواج، فيضغطُ عليها ويقلّلُ الزاوية بينها لتصبح (107°)، وهي أقلُّ منَ الزاوية بين الروابط في جزيء الميثان، التي تساوي (109.5°)، ونتيجة لذلك يكون الشكلُ الفراغيُّ لجزيء الأمونيا هَرَمًا ثلاثيًّا. لاحظِ الشكلَ (10).

أفكّر: يحقّقُ الأُكسجينُ في مركّباته قاعدةَ الثمانية، فما الشكلُ المتوقع لجزيء الأوزون O_3، وكيف تترتّبُ أزواج الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة؟

استخدِمْ برنامجَ صانع الأفلام (Dreem Waver)، وصمّم فلمًا تشرح فيه نظريّة تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ وأشكال الجزيئات، ثمّ اعرضه أمامَ زملائك، أو شاركهم به باستخدام مواقع التواصل الاجتماعي (واتس أب) أو موقع المدرسة على (الفيس بوك).



الشكلُ (10): الشكل الفراغي لجزيء الأمونيا.



الشكلُ (11): الشكل الفراغي لجزيء الماء.

بينما تُحاطُ ذرّةُ الأُكسجين في جزي الماء (H_2O) بزوجين مِنَ الإلكترونات غيرِ الرابطة يتنافرا في ما بينهما بقوّة أكبرَ منَ التنافر بين زوجي الإلكترونات الرابطة، فيضغطا عليهما وتقلّ الزاوية بين الرابطتين لتصبح (104.5°)، ويكون الشكلُ الفراغيُّ لجزي الماء مُنحنيًا. لاحظِ الشكلَ (11).

✓ **أتحقَّق:** قارن بين الجزيئات الآتية من حيثُ الشكلُ الفراغيُّ ومقدارُ الزاوية بين الروابط:

C_2H_6 , BF_3 , NCl_3

التجربةُ 1

أزواج الإلكترونات والأشكال الفراغيّة للجزيئات

الموادُّ والأدوات:

مجموعةُ نماذجِ الجزيئاتِ (الكراتُ، والوصلاتُ)، فرجار قياس الزاوية، نموذج للجدول الدوري.

إرشاداتُ السلامة:

أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامّة في المختبر.

أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.

خطواتُ العمل:

1- أُصمّمُ: بالرجوع إلى جدول أشكال الجزيئات، أختارُ عددًا مناسبًا منَ الكرات مختلفة الحُجوم وعددًا مناسبًا منَ الوصلات، وأُصمّمُ شكلًا بنائيًا لجزيء الإيثان (C_2H_6)، ثمَّ أرسُمُ الشكلَ الناتج.

2- أقيسُ مقدارَ الزاوية بين الوصلات، ثمّ أُسجِّلُها.

3- أُسجِّلُ البيانات، أدوّنُ عددَ أزواج الإلكترونات الرابطة وغيرِ الرابطة.

4- أتوقّع: ما الشكلُ الفراغيُّ للجزيء؟

5- أُعيدُ الخطواتِ السابقةَ لكلٍّ منَ الجزيئات الآتية: NF_3, H_2O, C_2H_4

6- أُقارن بين أشكال الجزيئات وعددِ أزواج الإلكترونات الرابطة وغيرِ الرابطة ومقدارِ الزاوية بين الروابط.

التحليلُ والاستنتاج:

1- أُفسِّرُ العلاقةَ بين مقدار الزاوية بين الروابط في الجزيء وعددِ أزواج الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة.

2- أستنتج أثرَ وجود أزواج الإلكترونات غيرِ رابطة في مقدار الزاوية بين الروابط.

أبحثُ: أرجع إلى مواقعَ إلكترونيّة مناسبة عبرَ شبكة الإنترنت، وأبحثُ عن توزيع أزواج الإلكترونات حولَ الذرّات في كلٍّ من: (NO_2, SO_3, PO_4^{2-}) والأشكال الفراغيّة لكلٍّ منها، وأكتبُ تقريرًا بذلك، أو أُصمّمُ عرضًا تقديميًّا حولَ الموضوع، وأُناقشُهُ معَ زملائي ومعلّمي.

مراجعةُ الدرس

1 - **الفكرةُ الرئيسة:** أوضّحُ المقصودَ بكلٍّ من:

مستوى التكافؤ، الرابطة التناسقيّة، أزواج الإلكترونات غير الرابطة، نظريّة تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ.

2 - **أرسمُ** تركيبَ لويس والأشكالَ الفراغيّة لكلٍّ منَ المركّبات الآتية:

أ . ثنائي فلوريد الأُكسجين OF_2.

ب . رباعي كلورو ميثان CCl_4.

جـ. أيون الأمونيوم NH_4^+.

3 - **أُفسِّرُ:**

أ . اختلافَ مقدار الزاوية بين الروابط في الجزيئات (CH_4, NH_3, H_2O)، رغم أنّ الذرّة المركزيّة في كلٍّ منها تُحاط بأربعة أزواج منَ الإلكترونات.

ب . لجزيءِ ثاني أُكسيد الكربون CO_2 شكلٌ خطّيّ، بينما لجزيءِ الماء H_2O شكلٌ مُنحَنٍ.

4 - عنصران (X , Y)، العدد الذري لكلٍّ منهما (7,5) على الترتيب، يرتبطُ كلٌّ منهما معَ الهيدروجين مكوّنًا الصيغة (XH_3, YH_3). أجب عنِ الأسئلة الآتية:

أ . اكتُبْ تركيبَ لويس لكلٍّ منهما.

ب . ارسُمِ الشكلَ الفراغيَّ لكلٍّ منهما.

جـ. ما مقدارُ الزاوية بين الروابط في كلٍّ منهما؟

د . أيُّ الجزيئين يمتلكُ أزواجَ إلكترونات غيرِ رابطة؟

الدرسُ 2

الروابط والأفلاك المتداخلة
Bonds and Overlapped Orbitals

الفكرةُ الرئيسة:

تنشأ الرابطةُ المشتركة نتيجة تداخل افلاك التكافؤ نصفِ الممتلئة بالإلكترونات، ليصبح الفلكُ المتداخلُ ممتلئًا ويحتوي على إلكترونين.

نتاجاتُ التعلُّم:

- يوضحُ مفهوم التهجين والأفلاك المُهجَّنة.
- يميزُ بين الرابطة سيجما والرابطة باي.
- يتوصّل إلى تحديد قطبيّة الجزيء.

المفاهيمُ والمصطلحات:

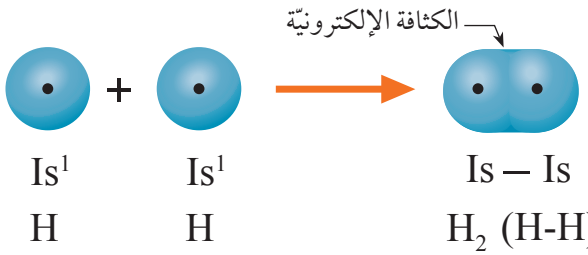
نظريّة رابطة التكافؤ
Valence Bond Theory
الكثافة الإلكترونيّة
Electronic Density
التهجين Hybridization
الأفلاك المُهجَّنة Hybrid Orbitals
قطبيّة الجزيئات
Polarity of Molecules
عزم ثنائيّ القطب Dipole Moment
ديباي Debye(D)

نظريّة رابطة التكافؤ Vvalence Bond Theory

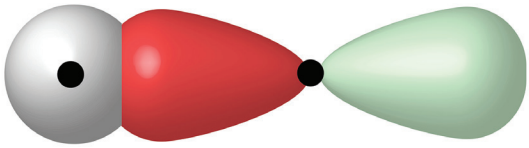
فسّرت نظريّة تنافر أزواج الإلكترونات تكوينَ الروابط بين الذرّات المختلفة في الجزيء الزاويا فيما بينها، وتمكّنت منَ التنبُّؤ بأشكال الجزيئات، إلّا أنّها لم توضّح كيفيّة توزُّع الإلكترونات في الأفلاك وَفقَ النظريّة الميكانيكيّة الموجيّة؛ ما دعا العلماء إلى البحث في كيفيّة تكوين الروابط وتوزيع الإلكترونات على الأفلاك عند تشكيل الروابط في الجزيئات، فوضعوا نظريتين أساسيتين لتفسير ذلك، هما **نظريّة رابطة التكافؤ Valence Bond Theory**، **ونظريّة الأفلاك الجزيئية Molecular Orbital Theory**. وفي هذا الدرس، سوف نتناولُ أهمَّ الأفكار الأساسيّة التي تضمّنتها نظريّة رابطة التكافؤ.

تداخُلُ أفلاك مستوى التكافؤ Valence orbitals overlap

تبيّن نظريّة رابطة التكافؤ أنه عند تكوين رابطة بين ذرّتين يتداخلُ فلكُ تكافؤ إحداهُما معَ فلك تكافؤ الأُخرى في المنطقة الفراغيّة المحيطة بكلٍّ منهما، وهي منطقة لا تتّسع لأكثر منَ إلكترونين، ويتحرّك الإلكترونان حولَ كلٍّ منَ الذرّتين، وينجذبان نحوَ نواتيهما في الوقتِ نفسِه. يطلقُ على هذه المنطقة **الكثافة الإلكترونيّة (Electronic Density)**، وهي منطقة بين الذرّتين يتركّزُ فيها وجودُ إلكترونات الرابطة. فمثلًا، عند ارتباط ذرّتي هيدرجين لتكوين جزيء (H_2)، نجد أنّ كلَّ ذرّة هيدروجين تمتلكُ إلكترونًا واحدًا في الفلك (1S) ذي الشكل الكرويّ، وعند اقتراب الذرّتين من بعضهما يتداخلُ فلكا مستوى التكافؤ لكلٍّ منهما، وينجذبُ الإلكترونان نحو نواتي الذرّتين معًا، وتزدادُ الكثافة الإلكترونيّة بينهما على امتداد المحور الواصل بين نواتي الذرّتين، وتنجذبُ نحوَها كلٌّ منَ الذرّتين، وتنشأُ الرابطةُ التساهميّة منَ النوع سيجما، كما في الشكل (12).



الشكلُ (12): اندماج فلكين s وتكوين الرابطة في جزيء H_2.



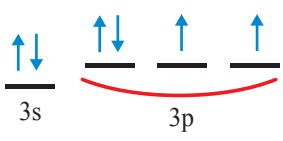
الشكلُ (13): اندماج فلك s مع الفلك p لتكوين الرابطة H-Cl.

أمّا عند ارتباط ذرّة الهيدروجين معَ ذرّة الكلور لتكوين المركّب (HCl)، فيتداخلُ الفلكُ 3p في مستوى التكافؤ لذرّة الكلور معَ الفلك 1s في مستوى التكافؤ لذرّة الهيدروجين على طول المحور الواصل بين نواتي الذرّتين، كما في الشكل (13)، وينجذبُ الإلكترونان في منطقة التداخل نحوَ نواتي الذرّتين في الوقتِ نفِسه، فتنجذب الذرّتان نحوَ منطقة التداخل (الكثافة الإلكترونيّة) وتتكوّن الرابطةُ التساهميّة (H-Cl) منَ النوع سيجما.

وتفسِّرُ النظريّةُ أيضًا الرابطةَ التساهميّة في جزيء الكلور (Cl_2)، فالتوزيعُ الإلكترونيّ لمستوى تكافؤ ذرّة الكلور هو ($3s^23p^5$)، وبحسب قاعدة هوند يوجد إلكترونٌ منفرد واحد في أفلاك (3p)، كما يتّضح منَ التركيب الإلكترونيّ لذرّة الكلور في الشكل (14)، وعند ارتباط ذرّتي الكلور يندمجُ الفلكان (3p) نصفُ الممتلئين من كلا الذرّتين رأسيًّا على طول المحور الواصل بين نواتي الذرّتين؛ حيث تتركَّزُ الكثافة الإلكترونيّة في تلك المنطقة بين الذرّتين، وينجذبُ الإلكترونان نحوَ نواتي الذرّتين، وتنجذبُ الذرّتان نحوَهُما ونحوَ بعضِهما، وتنشأُ نتيجةً لذلك الرابطةُ التساهميّة في جزي (Cl_2). انظرِ الشكلَ (15).

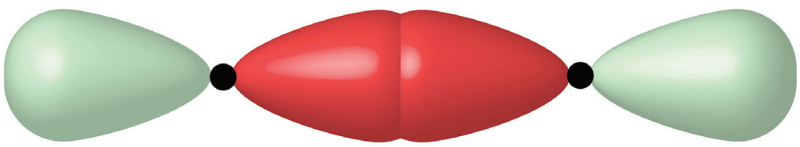
التركيب الإلكترونيّ

$Cl = [Ne]\ 3s^23sp^5$



توزيعُ هوند

الشكلُ (14): التركيبُ الإلكترونيُ لذرةِ الكلور، وتوزيع هوند.



الشكلُ (15): اندماج فلكين p لتكوين الرابطة Cl-Cl.

أمّا في الجزيئات التي تحتوي على روابطَ ثنائيّةٍ أو ثلاثيّة، مثل الأُكسجين (O_2) أو النيتروجين (N_2)، فيحدثُ نوعان منَ التداخل بين الأفلاك؛ فمثلًا، جزيء الأُكسجين (O_2) ترتبط فيه ذرّتا الأكسجين برابطة ثنائيّة، وبالنظر إلى التركيب الإلكتروني لذرّة الأُكسجين تجد أنّ التوزيع الإلكترونيّ لمستوى التكافؤ هو ($2s^2 2p^4$)، وبحسب قاعدة هوند فهو يحتوي على إلكترونين منفردين في أفلاك 2p، كما في الشكل (16)، ولتكوين الرابطة الثنائيّة يحدث نوعان منَ التداخل بين فلكي (2p) من كلِّ ذرّة، كما يأتي:

النوع الأول: يتداخلُ طرفا الفلكين على امتداد المحور الواصل بين الفلكين (P)، وتتركّزُ الكثافة الإلكترونيّة على امتداد المحور الواصل بين نواتي الذرّتين، وتنشأُ رابطةٌ تساهميّة منَ النوع سيجما (σ)، كما في الشكل (17). وينطبقُ ذلك على جميع الروابط التي تنشأُ بالطريقة نفسِها.

النوع الثاني: يتداخلُ الفلكان (p) المتعامدان جانبيًّا، وتتوزّعُ الكثافةُ الإلكترونيّة على جانبي المحور الواصل بين نواتي الذرّتين، وتنشأُ رابطةٌ تساهميّة منَ النوع باي (π)، كما يتّضح في الشكل (18).

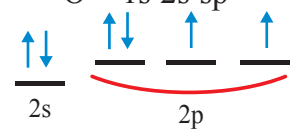
وهذا يوضّح أنّ إحدى الرابطتين الثنائيّتين في جزي الأُكسجين (O_2) منَ النوع سيجما (σ) والثانية منَ النوع باي (π)، كما يبيّن الشكلُ (19).

وينطبقُ ذلك على الرابطة الثلاثيّة أيضًا، فتنتجُ الرابطةُ سيجما (σ) من تداخل أفلاك (p) على المحور الواصل بين نواتي الذرّتين، بينما تتكوّنُ الرابطتان الأُخريان منَ التداخل الجانبيّ لأفلاك (p)، وتنشأُ نتيجةَ ذلك رابطتان منَ النوع باي (π).

✓ **أتحقّق:** أُحدِّدُ عددَ الروابط سيجما (σ) وباي (π) في كلٍّ من جزيء النيتروجين (N_2)، وجزيء الإيثين ($CH_2=CH_2$).

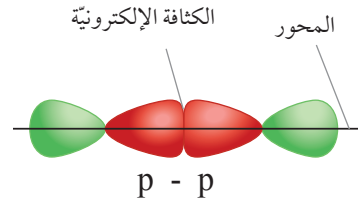
التركيب الإلكترونيّ

$O = 1s^2 2s^2 sp^4$

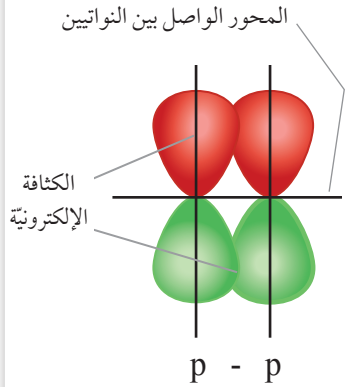


توزيعُ هوند

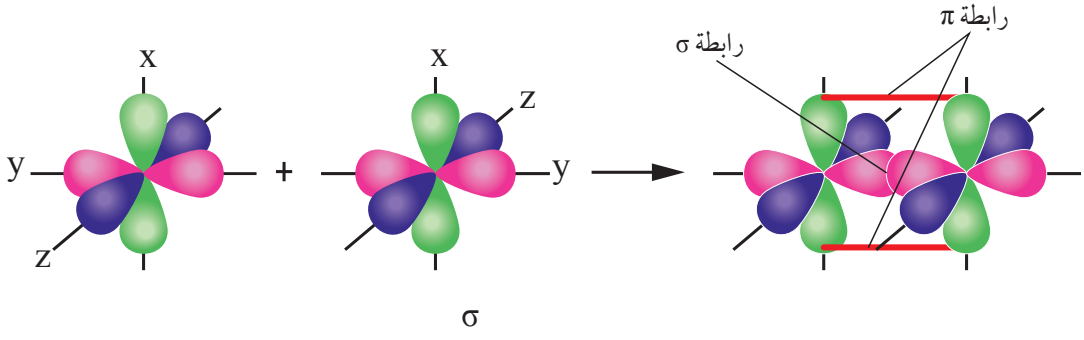
الشكلُ (16): التركيبُ الإلكترونيُ لذرةِ الأكسجين، وتوزيع هوند.



الشكلُ (17): اندماج فلكي p رأسياً لتكوين الرابطة سيجما.



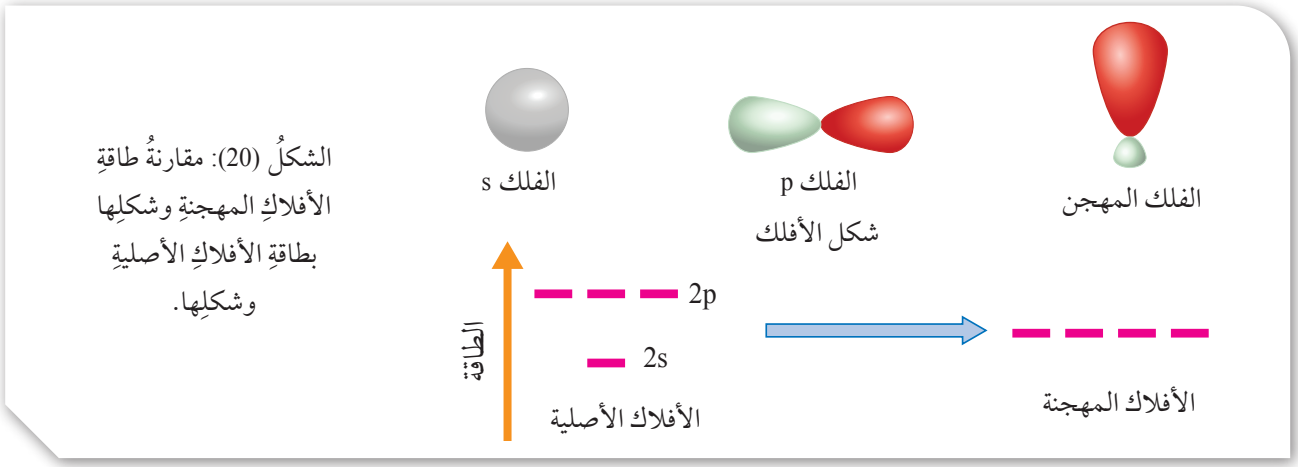
الشكلُ (18): اندماج فلكي p جانبياً لتكوين الرابطة باي.



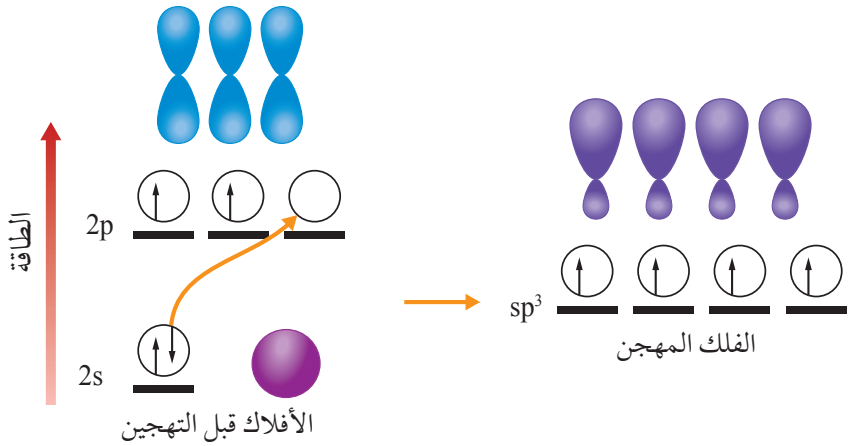
الشكلُ (19): الروابط سيجما و باي في جزيء O_2.

التهجين والأفلاك المُهجَّنة: Hybridization and Hybrid Orbitals

تشيرُ الدراساتُ إلى أنّ بعض الجزيئات لا يتوافق تركيبُها أحيانًا معَ الحقائق التي جاءت بها النظريتان السابقتان، كمقدار الزاوية بين الروابط أو عدد الروابط التي يمكن للذرّة أن تكوِّنَها، كما في جزيء الميثان (CH_4)، فبالرجوع إلى تركيب ذرّة الكربون نجد أنّ مستوى التكافؤ فيها يحتوي على إلكترونين منفردين؛ ما يشيرُ إلى قدرتها على تكوين رابطتين فقط، إلّا أنّها تكوِّنُ في الواقع أربعَ روابط معَ الهيدروجين (C-H)، ولفهم ذلك افترضَ العلماءُ أنّ هذه الروابط تنشأُ منَ اندماج ثلاثة أفلاك 2p معَ ثلاثة أفلاك 1S من ذرّات الهيدروجين لتكوين ثلاثة روابط (C-H)، وأنّ الرابطة الرابعة تنتجُ منَ اندماج الفلك 2s من ذرّة الكربون معَ فلك 1s من ذرّة الهيدروجين؛ ما يشيرُ إلى أنّ الزاوية بين الروابط الناتجة من أفلاك p يفترضُ أنها (90°)، وهذا يتعارضُ عمليًّا معَ الزاوية بين الروابط وَفقَ نظريّة تنافر أزواج الإلكترونا، وهي (109.5°)، ولتفسير ذلك افترضَ العلماءُ أنّ ذرّة الكربون تستخدِمُ أفلاكًا تختلفُ عنِ الأفلاك الذريّة التي تظهرُ في تركيب الذرّة الإلكترونيّ، وهي أفلاكٌ تنشأُ نتيجة حدوث تداخل بين أفلاك التكافؤ في الذرّة نفسِها في عمليّة تسمّى **التهجين Hybridization**، وتعني اندماجَ أفلاك مستوى التكافؤ في الذرّة نفسِها لينتجَ منه أفلاكٌ جديدة تختلف عن الأفلاك الذريّة في الشكل والطاقة، تسمّى **الأفلاكَ المُهجَّنة Hybrid Orbitals**، تشاركُ في تكوين روابطَ منَ النوع سيجما، ويبيّن الشكلُ (20) اختلافَ طاقة الأفلاك المُهجَّنة وشكلِها عنِ الأفلاك الذريّة. وستتعرَّفُ في ما يأتي أنواعَ التهجين في العديد منَ الجزيئات.



الشكلُ (20): مقارنةُ طاقةِ الأفلاكِ المهجنةِ وشكلِها بطاقةِ الأفلاكِ الأصليةِ وشكلِها.



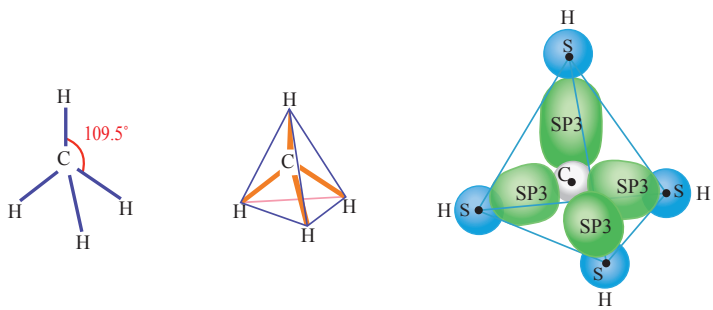
الشكلُ (21):توزيع الإلكترونات في أفلاك ذرة الكربون قبل التهجين وبعده.

التهجين sp3

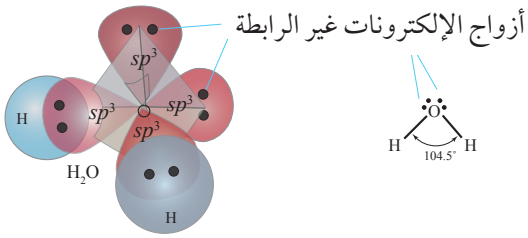
تنتجُ الأفلاك المُهجَّنة من تداخُل أفلاك ذريّة مختلفة في مستوى التكافؤ، ويعتمد نوعُ التهجين على عدد أزواج الإلكترونات المحيطة بالذرّة المركزيّة، وعدد الأفلاك المُهجَّنة التي تشاركُ في تكوين روابطَ تساهميّةٍ منَ النوع سجما؛ فمثلًا، يشيرُ التركيبُ الإلكترونيّ لذرّة الكربون، الموضّح في الشكل (20)، إلى حدوث تهجين لأفلاك مستوى تكافُئها؛ حيثُ يندمجُ الفلكُ 2s معَ ثلاثة أفلاك 2p لينتج منها أربعة أفلاك مُهجَّنة متماثلة في الشكل والطاقة، يطلقُ عليها الأفلاكُ المُهجَّنة sp3. وَيُعاد توزيعُ إلكترونات التكافؤ على الأفلاك الأربعة لتصبح جميعُها نصفَ ممتلئة بالإلكترونات، ثمّ يندمج كلُّ فلك منها معَ الفلك 1s من ذرّة الهيدروجين لتكوين أربع روابطَ أحاديّةٍ متماثلة منَ النوع سيجما، كما يبيّنُ الشكلُ (21).

ويفسِّرُ ذلك الشكلُ الفراغيّ لجزيء (CH_4)؛ حيث تتوزَّعُ أربعة أزاوج منَ الإلكترونات الرابطة باتّجاه رؤوس هَرَم رباعيّ الأوجه مُنتظَمٍ لتكونَ الزاويةَ بين الروابط (109.5°). انظرِ الشكلَ (22).

أفكِّر: ما الأفلاكُ التي تستخدمُها ذرّةُ السيليكون في تكوين الروابط معَ ذرّة الكلور في الجزيء $SiCl_4$؟



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

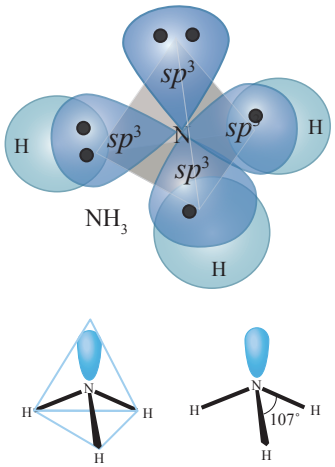


الشكلُ (23):الشكل الفراغي لجزيء الماء H_2O وتوزيع أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة.

ما أنواعُ الأفلاك المُكوِّنة للرابطة (O-H)؟

ويمكن تفسيرُ الروابط في جزيء الماء (H_2O) في ضَوء التهجين sp^3، فذرّةُ الأُكسجين تمتلكُ إلكترونين منفردين في مستوى التكافؤ في الأفلاك 2p، كما يشيرُ توزيعُها الإلكترونيّ ($2s^2 2p^4$)، وبناءً على هذا يُفترَضُ أنّ أفلاكَ 2p تشاركُ في تكوين الرابطة (O-H) والزاوية بين الرابطتين في جزيء الماء (90°)، إلّا أنّها (104.5°) في الواقع، وهي أقربُ إلى الزاوية (109.5°) الناتجةِ منَ الأفلاك المُهجَّنة SP^3، وذلك يفسِّرُ أنّ ذرّة الأكسجين تستخدِمُ أفلاكًا مُهجَّنة منَ النوع sp^3 لتكوين الرابطة (O-H) في جزيء الماء. ونظرًا إلى وجود زوجين منَ الإلكترونات غيرِ الرابطة حولَ ذرّة الأُكسجين فإنّ الشكلَ الفراغيّ لجزيء الماء يُشتَقُّ من شكل الهَرَمِ رباعيّ الأوجه المُنتظَم ليكوِّنَ شكلًا مُنحنيًا، كما في الشكل (23).

وكذلك فإنّ الأفلاك المُهجَّنة sp^3 تدخلُ في تكوين الروابط في جزيء الأمونيا NH_3، فمستوى التكافؤ لذرّة النيتروجين يحتوي على ثلاثة إلكترونات منفردة في أفلاك 2p، كما يشيرُ توزيعُها الإلكترونيّ ($2s^2 2p^3$)، وهذا يعني أنّ ذرّة النيتروجين تستخدِمُ أفلاكَ 2P الثلاث لتكوين ثلاثِ روابطَ معَ ذرّات الهيدروجين، والزاوية بين الروابط (90°)، إلّا أنّها (107°) في الواقع، وهي أقربُ إلى الزاوية (109.5°) الناتجةِ منَ الأفلاك المُهجَّنة sp^3؛ ما يعني أنّ ذرّة النيتروجين تستخدِمُ أفلاكًا مُهجَّنة منَ النوع sp^3، وذلك يفسِّرُ توزيع ثلاثة أزواج منَ الإلكترونات الرابطة حولَ ذرّة النيتروجين باتّجاه رؤوس هَرَمٍ ثلاثيّ، كما يتّضح منَ الشكل (24).



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

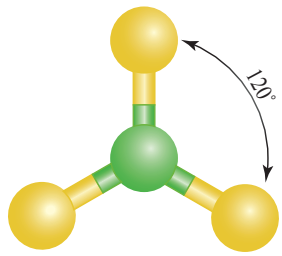
أفكّر: ما التهجينُ المتوقّع لذرّة الفسفور (P) في الجزيء PCl_3؟

✓ **أتحقّق:** ما نوعُ التهجين في الذرّات المركزيّة لكلٍّ منَ الجزيئات (CH_3CH_3, OF_2, NF_3)؟

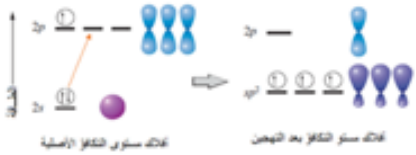
ما الشكلُ الفراغيُّ لكلٍّ من هذه الجزيئات؟

التهجين sp^2

بدراسة الروابط في الجزيء BF_3، نجد أنّ مستوى التكافؤ لذرّة البورون (B) يحتوي على إلكترون منفرد واحد في أفلاك 2P، وهذا يعني أنّ ذرّة البورون يمكنُها تكوينُ رابطة واحدة، وفي الواقع أنه يمكنُها تكوينُ ثلاثِ روابطَ منَ النوع سيجما في الجزيء BF_3، تكونُ الزاوية بينها (120°) ويكونُ شكلُها الفراغيُّ مثلّثًا مستويًا، انظرِ الشكلَ (25)؛ ما يُسَوِّغُ افتراضَ حدوث التهجين في ذرّة البورون؛ حيث يندمجُ فلك 2S معَ فلكين من 2P وينتج ثلاثة أفلاك مُهجَّنة منَ النوع SP^2، تتوزَّعُ عليها إلكتروناتُ التكافؤ للذرّة ويصبح هناك ثلاثة إلكترونات منفردة يمكنُها تكوينُ ثلاثِ روابطَ تساهميّةٍ منَ النوع سيجما، كما هو موضّحٌ في الشكل (26).



الشكلُ (25): الشكل الفراغي لجزيء BF_3.

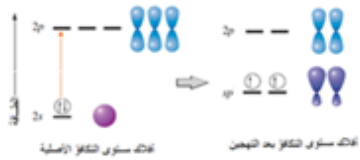


الشكلُ (26): توزيع الإلكترونات في أفلاك ذرة البورون قبل التهجين وبعده.

أُحَدِّدُ الأفلاكَ المُندمجة لتكوين التهجين sp^2 في ذرّة البورون.

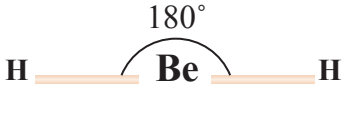
التهجين sp

يحدث التهجينُ sp نتيجة اندماج فلك s معَ الفلك p في مستوى التكافؤ للذرّة المركزيّة، ويمكنُ ملاحظةُ هذا النوع منَ التهجين في ذرّة البيريليوم في المركّب BeH_2، فبالنظر إلى توزيعها الإلكترونيّ $(1s^2 2s^2)$ نلاحظُ أنه لا توجد إلكترونات منفردة في مستوى التكافؤ، في حين أنّها تكوِّنُ رابطتين منَ النوع سيجما معَ ذرّتي الهيدروجين؛ ما يُسَوِّغُ حدوثَ تهجين منَ النوع sp في ذرّة البيريليوم، كما في الشكل (27)، وبذلك فإنّ ذرّة البيريليوم تُحاطُ بزوجين منَ الإلكترونات الرابطة تتوزَّعُ على جانبيها بزاوية (180°)، ويكون الشكل الناتج خطيًّا. انظرِ الشكلَ (28).



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

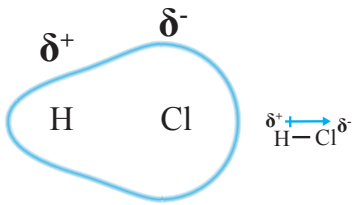
✓ **أتحقَّق:** ما نوعُ الأفلاك المُهجَّنة التي تستخدِمُها الذرّاتُ المركزيّة في كلٍّ منَ الجزيئات $(BeCl_2, BF_3)$؟



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

قطبيّة الجزيئات Polarity of Molecules

تنشأُ الرابطةُ التساهميّة نتيجة تشارك ذرّتين بزوج واحد منَ الإلكترونات على الأقلّ، يطلقُ عليه زوجُ الإلكترونات الرابطة، ينجذبُ نحو نواتي الذرّتين في الوقتِ نفسِه؛ فمثلًا، يكون انجذابُ زوج الإلكترونات المشترك بين ذرّتي الكلور في الجزيء Cl_2 متساويًا؛ وذلك أنّ قدرة هاتين الذرّتين على جذب إلكترونات الرابطة متساويةٌ (لها السالبيّةُ الكهربائيّةُ نفسُها)، أمّا في جزيء كلوريد الهيدروجين HCl فإنّ زوج الإلكترونات ينجذبُ نحوَ ذرّة الكلور الأكثرِ سالبيّةً كهربائيّةً أكثرَ منَ انجذابه نحوَ ذرّة الهيدروجين، وبذلك يُزاحُ نحوَ ذرّة الكلور وتزدادُ الكثافةُ الإلكترونيّة حولَها وتظهرُ عليها شحنةٌ جزئيّةٌ سالبة (δ^-)، أمّا ذرّةُ الهيدروجين فتقلُّ الكثافةُ الكهربائيّة حولَها؛ لذلك تظهرُ عليها شحنةٌ جزئيّةٌ موجبة (δ^+)، ويبدو حينئذٍ أنّ للرابطةِ قطبين؛ أحدُهما سالبٌ والآخرُ موجب، وتوصفُ بأنّها رابطةٌ قطبيّة، كما في الشكل (29).



الشكلُ (29): قطبية الرابطة في جزيء HCl.

تعتمدُ قطبيّة الرابطة على الفرق في السالبيّة الكهربائيّة بين الذرّتين المكوّنتين للرابطة، فتزدادُ بزيادة فرق السالبيّة الكهربائيّة. وتمتلكُ ذرّة الفلور أعلى سالبيّة كهربائيّة في الجدول الدوريّ، يليها ذرّةُ الأُكسجين ثمّ ذرّةُ النيتروجين.

وبسبب وجود روابطَ قطبيّةٍ في الجزيئات فإنّها قد تكون قطبيّة؛ أي أنّها تمتلكُ **عزمًا قطبيًّا Dipole Moment**، وهو مقياسٌ كميٌّ لمدى توزّع الشحنات في الجزيء، ويعتمدُ على المسافة الفاصلة بين الشحنات على طرفي الجزيء، ويقاسُ بوحدة الديباي (Debye(D))، وبناءً على ذلك يكونُ الجزيءُ HCl قطبيًّا، بينما يكونُ الجزيءُ Cl_2 غيرَ قطبي.

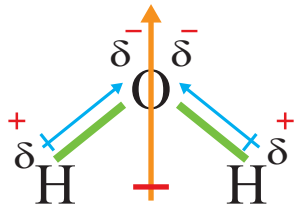
ويتوقف وجودُ عزمٍ قطبي للجزيئات متعدّدةِ الذرّات على الشكل الفراغيّ للجزيء، إضافة إلى قطبيّة روابطه، التي يمكنُ التعاملُ مَعَها كقوى مُتَّجه (ذات مقدار واتّجاه)، فإذا كانت قطبيّةُ رابطةٍ تساوي قطبيّةَ الأُخرى وتعاكسُها فإنّ إحداهُما تلغي الأُخرى وتساوي المحصّلةُ حينئذٍ صفرًا؛ أي أنّ العزمَ القطبيَّ للجزيء يساوي صفرًا، ويكون الجزيءُ غيرَ قطبيّ، ومثالُ ذلك جزيء $BeCl_2$، الذي يتّخذُ شكلًا خَطيًّا، فإنّ قطبية

رابطتيه تلغي إحداهُما الأُخرى، وبذلك يكونُ العزمُ القطبيُّ للجزيء صفرًا، ويكونُ الجزيءُ غيرَ قطبيّ. انظرِ الشكلَ (30).

أمّا جزيءُ الماء (H_2O) ذو الشكل المنحني، فنجد أنّ قطبيّة روابطه لا تُلغي بعضُها بعضًا، ولا يساوي عزمُهُ القطبيُّ صفرًا، وبهذا يكونُ قطبيًّا. انظرِ الشكلَ (31).

يتّضح ممّا سبق أنه رغم قطبيّة الروابط في كلٍّ منَ الجزيئين (H_2O) و ($BeCl_2$)، فإنّ الجزيء (H_2O) قطبيٌّ، بينما الجزيء ($BeCl_2$) غير قطبيّ؛ وذلك بسبب اختلاف الشكل الفراغيّ لكلٍّ منهما؛ ما يعني أنّ قطبيّة الرابطة ليست شرطًا كافيًا ليكونَ الجزيءُ قطبيًّا. ويبيّنُ الجدولُ (7) العلاقةَ بين الشكل الفراغي للجزيء وقطبيّته.

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



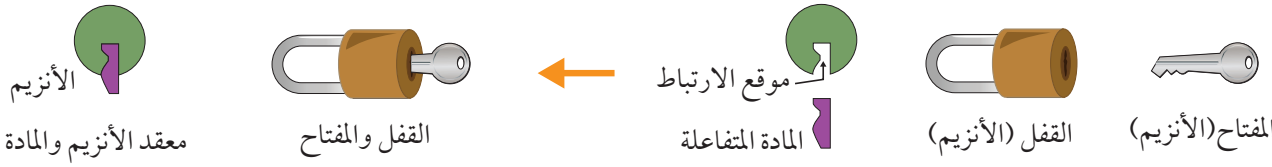
الشكلُ (31): العزم القطبي لجزيء H_2O.

✓ **أتحقَّق** أيُّ الجزيئات الآتية لهُ عزمٌ قطبيّ:

CH_3Cl, BCl_3,BeFCl, NH_3

الجدول (7): العلاقةُ بين الشكل الفراغي للجزيء وقطبيّته.

الصيغة العامّة للجزيء	الشكل الفراغيّ	قطبيّة الجزيء	شرط التحقّق
AX_2	خَطّي	غيرُ قطبيّ	X منَ النوع نفسِه
AXY	خَطّي	قطبيّ	X,Y مختلفتان
AX_2	مُنحَنٍ	قطبيّ	----------
AX_3	مثلّثٌ مستو	غيرُ قطبيّ	X منَ النوع نفسِه
AX_2Y	مثلّثٌ مستو	قطبيّ	X,Y مختلفتان
AX_3	هَرَمٌ ثلاثيّ	قطبيّ	----------
AX_4	رباعيُّ الأوجه	غيرُ قطبيّ	X منَ النوع نفسِه
AX_3Y	رباعيُّ الأوجه	قطبيّ	X,Y مختلفتان



الربطُ معَ علم الأحياء

نظريّة القِفل والمِفتاح

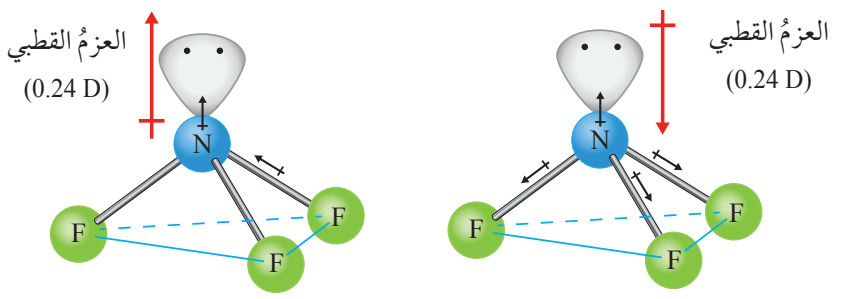
تفسِّرُ نظريّةُ القِفل والمِفتاح الانتقائيّةَ في عمل الأنزيم؛ إذ يحتوي الأنزيمُ على مواقعَ محدّدةٍ تُعرف بالمواقع النشطة، التي لها بنيةٌ تركيبيّةٌ وشكلٌ محدّد يتطابقُ معَ بنيةِ المادّةِ التي يعملُ عليها الأنزيمُ وشكلِها، وهو بذلكَ لا يعملُ على أيّ مادّة أُخرى، وهذا يفسِّرُ الانتقائيّةَ في عمل الأنزيمات وقدرتها على أداء وظائفها المحدّدة في التفاعلات الحيويّة التي تحدثُ في أجسام الكائنات الحيّة.

أثرُ أزواج الإلكترونات غير الرابطة في قطبيّة الجزيء

تمتلكُ بعضُ الجزيئات أزواجَ إلكتروناتٍ غير رابطة تحيط بذرّة الجزيء المركزيّة، مثل NH_3، يتولَّدُ لها عزمٌ قطبيٌّ صغيرٌ نسبيًّا يَتَّجِهُ بعيدًا عنِ النواة؛ ما يؤدي إلى زيادة عزم الجزيء القطبيّ أو التقليل منه، وذلك تبعًا لاتِّجاه قطبيّة الروابط في الجزيء، كما يتّضح مِنَ الشكل (32)، الذي يبيِّنُ اتّجاهاتِ العزومِ القطبيّة في كلٍّ مِنَ الجزيئين (NH_3,NF_3).

أبحثُ: أرجع إلى مواقعَ إلكترونيّةٍ مناسبة عبرَ شبكة الإنترنت، وأبحثُ عن قطبية الجزيئات $NOCl$, NO_2, SO_2، وأكتبُ تقريرًا بذلك، أوْ أُصَمِّمُ عرضًا تقديميًّا حولَ الموضوعِ، ثمّ أناقشُهُ معَ زملائي ومعلّمي.

أتحقَّق أُفَسِّرُ: العزمُ القطبيُّ لجزيء الماء (H_2O) أكبرُ مِنَ العزم القطبيِّ للجزيء (OF_2).



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

أُفَسِّرُ: العزمُ القطبيُّ للجزيء NH_3 أكبرُ مِنَ العزم القطبيِّ للجزيء NF_3.

التجربة 2

الأشكال الفراغيّة للجزيئات وقطبيتها

الموادُّ والأدوات:

لوح مِنَ الكرتون الأبيض، أقلام تخطيط ملوّنة، مسطرة (1m)، مِقصّ، مِشرط، لاصق، ورق مصقول ملون.

إرشاداتُ السلامة:

- أتَّبِعُ إرشاداتِ السلامةِ العامّة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.

أتعاملُ معَ المِقصّ والمِشرط بحذر شديد.

خطواتُ العمل:

1- أُصَمِّمُ جدولًا على ورقة (A4) يتضمَّنُ معلوماتٍ عن أشكال الجزيئات المختلفة، كما يأتي:

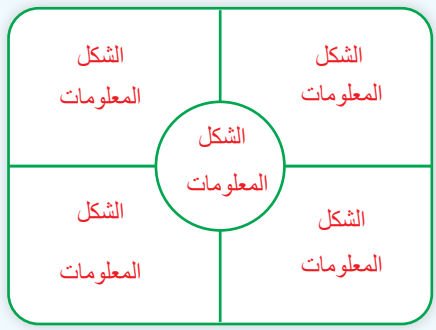
الصيغة العامّة للجزيء	نوع التهجين في الذرّة المركزيّة	الشكل الفراغيّ للجزيء	مقدار الزاوية بين الروابط	عدد أزواج الإلكترونات المحيطة بالذرّة المركزيّة	عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة	أمثلة لجزيئات	
						قطبيّة	غير قطبيّة
AX2							BeCl2
AX3							
						NH3	
AX4							

2- أُصَمِّمُ لوحةً جداريّةً مِنَ الكرتون، كما في الشكل المجاور.

3- أستخدمُ الورقَ الملوَّنَ لتصميم أشكال الأفلاك المكوِّنة للروابط في الجزيئات (الأمثلة المذكورة)، ثمّ ألصقُهُ في المكان المخصّص على اللوحة.

4- أدوِّنُ المعلوماتِ المتعلّقةَ بالشكل في المكان المخصّص له.

5- أُعَلِّقُ اللوحةَ في مكان ظاهر في غرفة المختبر، وَأُشاركُ زملائي المعلوماتِ المتعلّقةَ بالتهجين وأشكال الجزيئات.



التحليلُ والاستنتاج:

1- أُحَدِّدُ أشكالَ الجزيئات التي تكون دائمًا قطبيّة.

2- أُحَدِّدُ أشكالَ الجزيئات التي قد تكون قطبيّة أو غيرَ قطبيّة.

3- أُفَسِّرُ العلاقةَ بين قطبيّة الروابط وقطبيّة الجزيء.

4- أستنتجُ العلاقةَ بين قطبيّة الجزيء وشكله الفراغيّ.

مراجعةُ الدرس

1 - **الفكرةُ الرئيسة:** أُوَضِّحُ المقصودَ بكلٍّ من: التهجين، العزم القطبيّ.

2 - برِّرُ استِخدامَ ذرّة الأُكسجين في جزيء الماء أفلاكًا مُهجَّنة مِنَ النوع sp^3.

3 - **أُفَسِّرُ:** الجزيء NF_3 قطبي بينما الجزيء BF_3 غير قطبي.

4 - إذا علمتُ أنَّ عنصرين ($_4X$, $_8Y$) يرتبطُ كلٌّ منهما مَعَ الهيدروجين مكوِّنًا الصيغةَ (XH_2, YH_2)، فأجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

أ . أكتُبُ تركيبَ لويس لكلٍّ منهما.

ب . أرسُمُ شكلَ كلٍّ منهما الفراغيَّ.

جـ. أُحَدِّدُ نوعَ التهجين الذي تستخدمُهُ أفلاكُ الذرّة المركزيّة في كلٍّ منهما.

د . **أُفَسِّرُ** استخدامَ الذرّة (X) للأفلاك المُهجَّنة في تكوين الروابط.

هـ. أُحَدِّدُ الجزيءَ الذي له عزمٌ قطبيّ.

5 - يُستخدمُ الأستيلين في قَصِ ولِحامِ المعادنِ في ورشاتِ تصليحِ هياكل السيارات، أدرسُ جزيءَ الأستيلين (CH≡CH)، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

أ . أتوقَّعُ نوعَ التهجين الذي تستخدمُهُ كلٌّ مِن ذرّتي الكربون في الجزيء.

ب . أُحَدِّدُ عددَ الروابط سيجما وباي في الجزيء.

جـ. أُسَمِّ الأفلاكَ التي تستخدِمُها ذرّةُ الكربون في تكوين كلٍّ مِنَ الروابط الآتية:

(C≡C), (C-H)

الدرسُ 3

القوى بين الجزيئات
Intermolecular Forces

الفكرةُ الرئيسة:

ترتبط الجزيئاتُ في الموادّ المختلفة وذرّات الغازات النبيلة بقوى تجاذب ذات أهميّة كبيرة في تحديد خصائصها الفيزيائيّة.

نتاجاتُ التعلُّم:

- يتوصّلُ إلى المفاهيم الأساسيّة المتعلّقة بالروابط بين الذرّات والجزيئات.
- يتعرّفُ أنواعَ قوى التجاذب بين الجزيئات.
- يستكشفُ أثرَ قوى التجاذب بين الجزيئات في الخصائص الفيزيائيّة للموادّ.

المفاهيمُ والمصطلحات:

قوى التجاذب بين الجزيئات
Intermolecular Forces

الروابط الهيدروجينيّة
Hydrogen Bonds

قوى ثنائيّة القطب – ثنائيّة القطب
Dipole-Dipole

قوى لندن London Forces

ثنائيّة القطب اللحظية
Instantaneous Dipole

شاشات البلورات السائلة
Liquid Crystals Display (LCD)

البلورات السائلة Liquid Crystals

أنواع قوى التجاذب بين الجزيئات
Types of Attraction Forces between Molecules

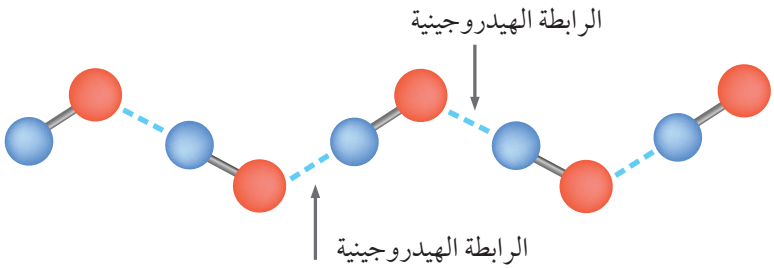
تنشأُ بين جسيمات المادّة المتجاورة (جزيئات أو ذرّات أو أيونات) قوى تجاذب تُعَدُّ المسؤولة عنِ الكثير من خصائص المادّة، مثل درجة الغليان ودرجة الانصهار ولزوجة السوائل وغيرها، وكذلك تحوُّلاتها من حالة فيزيائيّة إلى أُخرى؛ فمثلًا، تكون هذه القوى ضعيفة جدًّا بين جزيئات الغاز؛ ما يفسِّرُ قدرتَهُ على الانتشار والتدفّق بسهولة، وفي الموادّ السائلة تكونُ قوى التجاذب بين جسيماتها قويّةً بما يكفي لتبقى متماسكةً مَعَ بعضها، أمّا الموادُّ الصُّلبةُ فتكونُ قوى التجاذب بين جسيماتها أكثرَ قوّة ممّا في الموادّ السائلة، وَيُطلَقُ على ذلك اسمُ **القوى بين الجزيئات Intermolecular Forces**، وهي قوى تجاذب تنشأ بين جسيمات المادّة نفسِها، تختلفُ بطبيعتها عنِ الروابط الكيميائيّة التي تنشأُ بين الذرّات، وعادةً تكون أضعفَ منها بكثير؛ إذ تعادل قوّتُها (1-10%) من قوّة الرابطة التساهميّة.

وهناك ثلاثةُ أنواع أساسيّة مِنَ القوى بين الجزيئات، هي: **الروابط الهيدروجينيّة Hydrogen Bonds**، **وقوى تجاذب ثنائيّة القطب Dipole-Dipole**، **وقوى لندن Londn Forces**. وسوف تتعرَّفُ في هذا الدرسِ هذه القوى وأثرَها في الخصائص الفيزيائيّة للموادّ المختلفة.

الروابط الهيدروجينيّة Hydrogen Bonds

تنشأُ الرابطةُ الهيدروجينيّةُ بين جزيئات متجاورة تشاركُ فيها ذرّةُ الهيدروجين، التي ترتبط في الجزيء برابطة تساهميّة بإحدى الذرّات ذات السالبيّة الكهرَبائيّة العالية، مثل: الفلور، والأُكسجين، والنيتروجين.

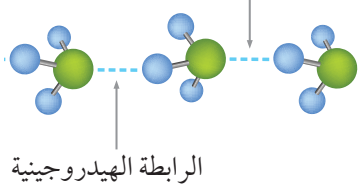
فمثلًا، عند ارتباط ذرّة الهيدروجين مَعَ ذرّة الفلور لتكوين الرابطة (H-F) فإنّ الكثافة الإلكترونيّة تُزاحُ نحوَ ذرّة الفلور؛ ممّا يجعلُها ذات شحنة جزئيّة سالبة (δ^-)، في حين تكونُ ذرّةُ الهيدروجين ذاتَ



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

شحنة جزئيّة موجبة (δ^+)، وتكون قطبيّة الرابطة بينهما عالية، وعند اقتراب جزيئي HF من بعضِهما فإنّ الشحنة الجزئيّة الموجبة لذرّة الهيدروجين في الجزيء تنجذبُ نحوَ زوج الإلكترونات غير الرابطة في ذرّة الفلور في الجزيء المجاور، وينشأُ بينهما قوّةُ تجاذب تُعرفُ **بالرابطة الهيدروجينيّة Hydrogen Bond**، كما في الشكل (32).

وكذلك تنشأُ الرابطةُ الهيدروجينيّةُ بين جزيئات الأمونيا (NH_3)، فذرّةُ الهيدروجين ترتبطُ بذرةِ النيتروجين برابطة تساهميّة ذاتِ قطبيّة عالية، وعند اقتراب جزيئات الأمونيا من بعضِها فإنّ ذرّة الهيدروجين في الجزيء الأول ترتبطُ بزوج الإلكترونات غيرِ الرابطة لذرّة النيتروجين مِنَ الجزيء الثاني، وتنشأُ بينها رابطةٌ هيدروجينيّة، كما يتّضِحُ في الشكل (33).

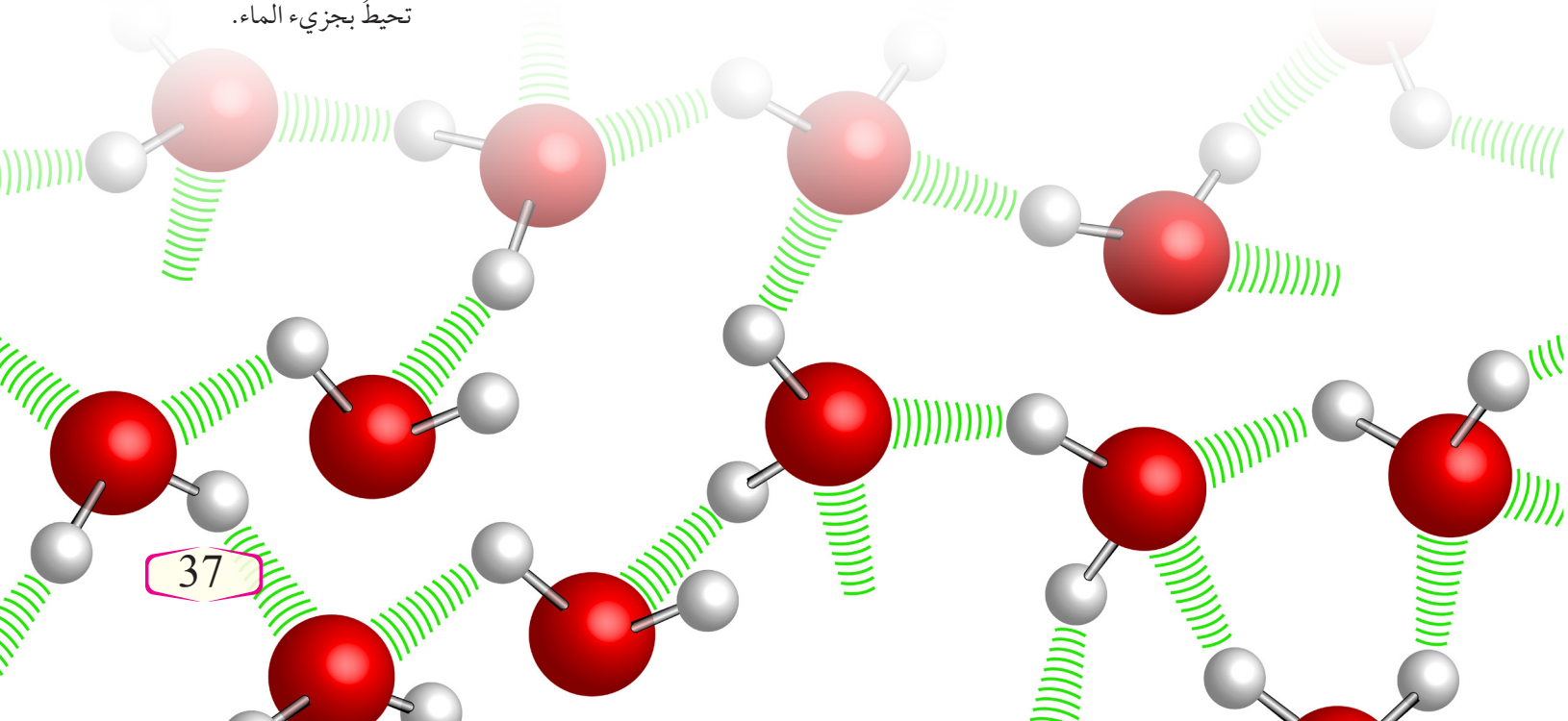


الشكلُ (33): الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الأمونيا.

أمّا جزيئاتُ الماء (H_2O)، فيوجدُ زوجان مِنَ الإلكترونات غيرِ الرابطة حولَ ذرّة الأُكسجين؛ ولذلك فإنّ ذرّتي هيدروجين في جزيئات مجاورة يمكنُهما تكوينُ رابطتين هيدروجينيتين معَ زوجي الإلكترونات غيرِ الرابطة لذرّة الأُكسجين باتجاهين مختلفين، وبناءً على ذلك تنشأُ شبكةٌ منَ الروابط الهيدروجينيّة وتتّخذ جزيئاتُ الماء ترتيبًا شبكيًّا، كما يظهرُ في الشكل(34).

الشكلُ (34): الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء.

أُحَدِّدُ عددَ الروابط الهيدروجينيّة التي تحيطُ بجزيء الماء.



أفكّر: رغم أنّ الرابطة الهيدروجينيّة بين جزيئات (HF) أقوى منها بين جزيئات الماء فإنّ درجة غليان الماء (H_2O) أعلى من درجة غليان (HF).

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

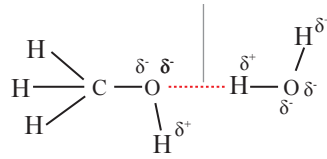
المادّة	الرابطة الهيدروجينيّة	طاقة الرابطة (kJ\mole)
فلوريد الهيدروجين (HF)	F – H…..F	155
الماء (H_2O)	O – H…..O	21
الأمونيا (NH_3)	N – H….N	13

وتعتمدُ قوّة الرابطة الهيدروجينيّة على قطبيّة الرابطة التساهميّة بين الذرّتين في الجزيء وطولها بين جزيئين متجاورين؛ فمثلًا، نجد أنّ قوّة الرابطة الهيدروجينيّة في الماء أكبرُ منها في الأمونيا؛ وذلك لأنّ قطبيّة الرابطة (O-H) أكبرُ من قطبيّة الرابطة (N-H)، وكذلك فإنّ قوّة الرابطة الهيدروجينيّة بين جزيئات فلوريد الهيدروجين (HF) أكبرُ منها بين جزيئات الماء؛ وذلك أنّ قطبيّة الرابطة (H-F) أكبرُ منها للرابطة(H-O).

وَتُعَدُّ طاقةُ الرابطة مقياسًا لقوّة الرابطة الهيدروجينيّة؛ فمثلًا، طاقة الرابطة الهيدروجينيّة بين جزيئات فلوريد الهيدروجين (HF) أكبرُ من مثيلاتها بين كلٍّ من جزيئات الماء وجزيئات الأمونيا، كما يتّضح منَ الجدول (8)، وهذا يعني أنّها أكثرُ قوّةً من مثيلاتها في الماء والأمونيا.

كما تنشأُ الرابطة الهيدروجينيّة بين جزيئات مختلفة؛ فمثلًا، عند إذابة الميثانول (CH_3OH) في الماء فإنّ جزيئاته ترتبطُ بجزيئات الماء برابطة هيدروجينيّة، كما في الشكل (35).

الرابطة الهيدروجينية



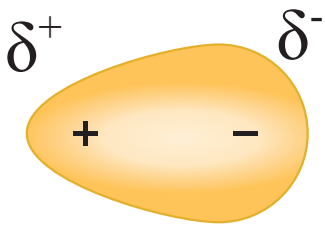
الشكلُ (35): الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات الماء والميثانول.

أتحقّق أُحَدِّدُ، من بين الموادّ الآتية، الموادَّ التي ترتبطُ جزيئاتُها بروابطَ هيدروجينيّة: $CHCl_3$, CH_3OH, HBr, CH_3NH_2

أبحثُ: أرجع إلى مواقعَ إلكترونيّةٍ مناسبة عبرَ شبكة الإنترنت، وأبحثُ في دور الرابطة الهيدروجينيّة في بناء شريط الحِمض النوويّ الرايبوزيّ منقوصِ الأُكسجين Deoxyribonucleic Acid (DNA)، وأكتبُ تقريرًا بذلك، أو أُصَمِّمُ عرضًا تقديميًّا حولَ الموضوع، ثمّ أناقشُهُ معَ زملائي ومعلّمي.

التجاذب ثنائي القطب - ثنائي القطب Dipole-Dipole

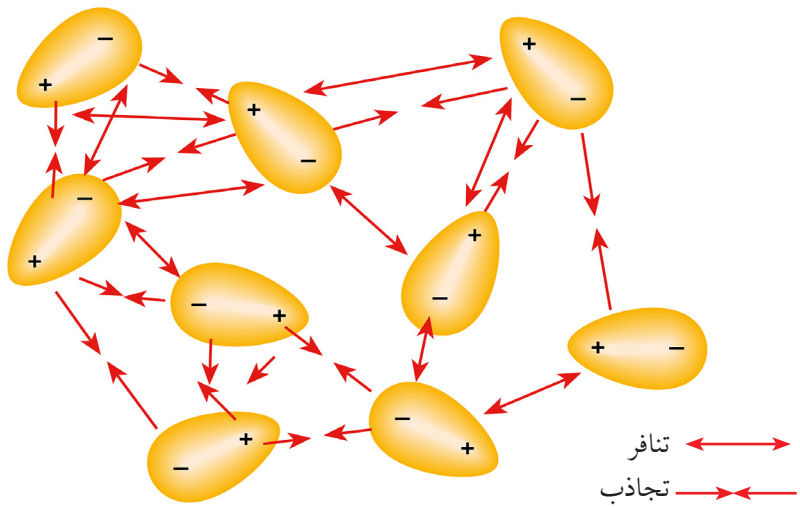
عرفتَ في ما سبق أنّ للعديد مِنَ الجزيئات عزمًا قطبيًّا، وتوصف بأنّها جزيئات قطبيّة، وهذا يعني أنّ الكثافة الإلكترونيّة تتوزّعُ على طرفي الجزيء بشكل غيرِ متجانس، فتظهرُ على أحد الطرفين شحنةٌ جزئيّة سالبة بينما تظهرُ على الطرف الآخر شحنةٌ جزئيّة موجبة، وتسمّى هذه الجزيئاتُ ثنائيّةَ القطب. انظرِ الشكلَ (36).



الشكلُ (36): الجزيء ثنائي القطب.

ينشأُ تجاذبٌ بين الطرف السالب للجزيء والطرف الموجب لجزيء مجاور، وتتكوّنُ نتيجةً لذلك شبكةٌ من قوى التجاذب بين هذه الجزيئات يُطلقُ عليها قوى **ثنائيّة القطب -ثنائيّة القطب Dipole-Dipole**، وتسمّى أيضًا قوى التجاذب ثنائيّة القطب، إضافةً إلى هذه القوى ينشأُ تنافرٌ بين الأطراف المتماثلة الشحنة للجزيئات، إلّا أنّ ترتيبَ الجزيئات وقوى التجاذب الناشئة بينها يتغلَّبُ على قوى التنافر؛ ممّا يُبقي الجزيئاتِ متماسكةً ومنجذبة نحوَ بعضِها بعضًا في الحالتين السائلة والصُّلبة. انظرِ الشكلَ (37).

يتّضحُ ممّا سبق أنّ قوى التجاذب ثنائيّة القطب تنشأُ بين الجزيئات القطبيّة، مثل $HCl, CHCl_3, BF_2Cl$، ويزداد تأثيرُ هذه القوى بزيادة العزم القطبيّ للجزيء. وبوجهٍ عام، يكونُ تأثيرُها في الخواصّ الفيزيائيّة للموادّ، مثل الحالة الفيزيائيّة للمادّة ودرجة الغليان وغيرها، أقلَّ من



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

الجدولُ (9): مقارنةُ الحالة الفيزيائيّة ودرجة الغليان لبعض الموادّ

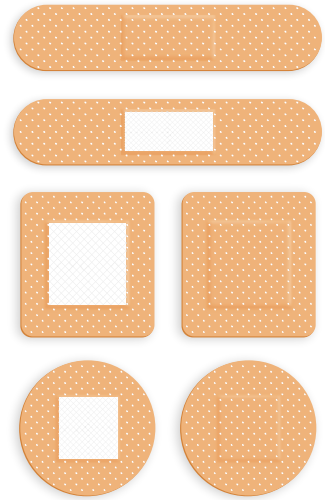
المادة	الصيغة الجزيئيّة	الحالة الفيزيائيّة	درجة الغليان (°C)	نوع القوى بين الجزيئات
فلوريد الهيدروجين	HF	سائل	20	هيدروجينيّة
كلوريد الهيدروجين	HCl	غاز	-85	ثنائيّة القطب
الماء	H_2O	سائل	100	هيدروجينيّة
كبريتيد الهيدروجين	H_2S	غاز	−61	ثنائيّة القطب
الأمونيا	NH_3	غاز	-33.4	هيدروجينيّة
فسفيد الهيدروجين	PH_3	غاز	-87.8	ثنائيّة القطب

تأثير الروابط الهيدروجينيّة، ويبيِّنُ الجدولُ (9) مقارنةَ الحالة الفيزيائيّة ودرجة الغليان لبعض الموادّ التي ترتبطُ جزيئاتُها بروابطَ مختلفة.

يتّضحُ مِنَ الجدول أنّ درجة غليان الموادّ التي ترتبطُ جزيئاتُها بروابطَ هيدروجينيّة، بوجه عامّ، أعلى منها للموادّ التي ترتبطُ جزيئاتُها بروابطُ ثنائيّةِ القطب، وهذا يعني أنّ الرابطة الهيدروجينيّة -بشكل عام- أقوى من تجاذب ثنائيّة القطب.

الربطُ معَ الحياة

اللصقاتُ الطبيّة Medical plasters



يوجدُ العديدُ مِنَ التطبيقات العمليّة على قوى التجاذب بين الجُزيئات في المجال الطبيّ، وَتُعَدُّ اللصقاتُ الطبيّةُ من أكثرها شيوعًا في الوقت الحالي، ومنها اللصقاتُ الطبيّةُ البسيطةُ المُستخدمةُ في تضميد الجروح، واللصقاتُ الخافضةُ للآلامِ الروماتيزميّةِ في الظهر والرقبة، وقدِ انتشرَ حديثًا استخدامُ اللصقاتِ الطبيّة عبرَ الجلد، التي تعملُ على توصيل جُرعات محدّدة منَ الدواء، مثل المينثول والإستروجين والسكوبولامين، إلى مجرى الدم خلالَ الجلد؛ حيث تُضافُ إلى اللصقة موادُّ لاصقةٌ كيميائيّة تتميّزُ جُسيماتُها بقدرتها على تكوين روابطَ مختلفةٍ معَ الجلد لتثبيتها مدّةً كافية، وتُعالجُ هذه الموادُّ -عادةً- للتقليلِ مِنَ الآثار الجانبيّة التي يمكنُ أن تنشأ عنها.

✓ أتحقَّق

1 - أُحَدِّدُ الموادَّ التي يُتوقّعُ أنّ ترتبطَ جزيئاتُها في الحالة السائلة بقوى ثنائيّة القطب – ثنائيّة القطب: HI, BF_3, H_2S, CO_2

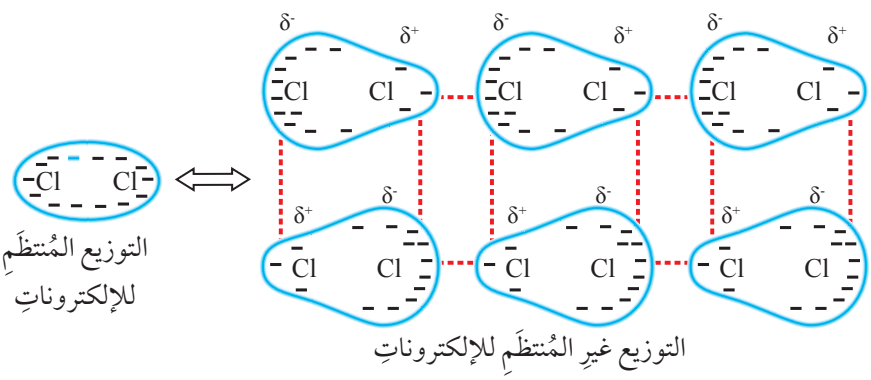
2 - أُرَتِّبُ الموادَّ الآتيةَ تصاعديًّا حَسَبَ درجة غليانها :

NH_3, CH_3OH, CH_3Cl

قوى لندن London Forces

يمكنُ للجزيئات غيرِ القطبيّة أن تكون متماسكةً ومنجذبة نحوَ بعضِها في الحالة السائلة؛ ما يشيرُ إلى وجود نوع من قوى التجاذب بين هذه الجزيئات، رغم أنّها لا تمتلكُ خواصَّ قطبيّة، وقد تمكَّنَ العالِمُ فيرتز لندن Fritz London من دراسة هذه الموادّ فتوصّلَ إلى وجود قوى تجاذب ضعيفة تربط بين الجزيئات سُمّيت **بقوى لندن London forces**، وهي قوى تجاذب ضعيفة تنشأُ نتيجةَ الاستقطاب اللحظيّ للجزيئات أو الذرّات.

يحدثُ الاستقطابُ اللحظيُّ نتيجةَ توزيع الإلكتروناتِ غيرِ المُنتظَمِ في الجزيئات أو الذرّات؛ فمثلًا، جزيء الكلور Cl_2 غيرُ قطبي؛ لأنّ ذرّتيهِ متساويتان في السالبيّة الكهرَبائيّة، وبسبب حركة الإلكترونات المستمرّة في الذرّة قد يزدادُ عددُ الإلكترونات في أحد أطراف الجزيء عنِ الطرف الآخر في لحظة ما، فتزداد الكثافةُ الإلكترونية في ذلك الطرف ويكتسب شحنةً جزئيّة سالبة (δ^-)، وفي تلك اللحظة تظهرُ على الطرف الآخر شحنةٌ جزئيّة موجبة (δ^+)، ويصبح جزيءُ الكلور (Cl_2) قطبيًّا، إلّا أنّه سرعان ما تعود الإلكتروناتُ إلى حالة التوزيع المُنتظَم ويفقد الجزيء قطبيّته، ولذلك توصفُ قطبيّةُ الجزيء بالقطبيّة اللحظيّة، التي تؤثّرُ في الجزيئات المجاورة لتنشأَ فيها قطبيّةٌ لحظيّةٌ أُخرى، وبذلك تنشأُ بين جزيئات الكلور قوى تجاذب لحظيّة كما في الشكل (38)، يُطلقُ عليها **ثنائيّة القطب اللحظيّة Instantaneous Dipole**، أو قوى لندن.



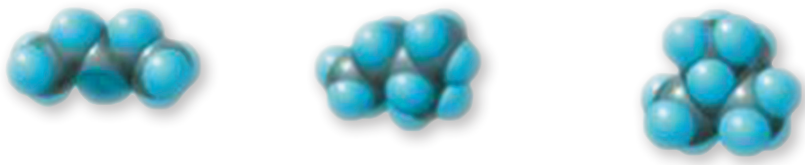
الشكلُ (38): تكوين قوى ثنائية القطب اللحظية بين جزيئات الكلور Cl_2.

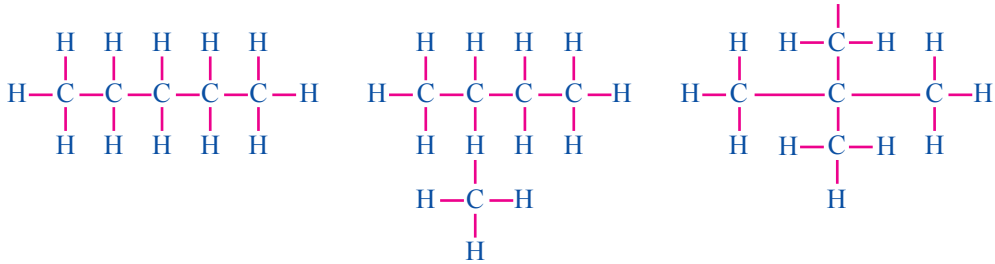
وتتكوّن قوى لندن بين جميع الجزيئات والذرّات، إلّا أنّ تأثيرَها يكون أكثرَ وضوحًا بين الجزيئات غيرِ القطبيّة بسبب عدم وجود قوى تجاذب أُخرى بينها، إضافةً إلى الجزيئات غيرِ القطبيّة فإنّ قوى لندن توجدُ بين ذرّات الغاز النبيل، مثل الهيليوم والنيون؛ حيث يؤدّي توزيعُ الإلكتروناتِ غيرُ المُنتظَمِ إلى نشوء تلك القوى لحظيًّا بين الذرّات. وَتُعَدُّ قوى لندن من أضعف أنواع قوى التجاذب؛ إذ تُقَدَّرُ قوَّتُها بنحوِ (1%) من قوة الرابطة التساهميّة، وتعتمدُ هذه القوّةُ بشكل عامّ على عدد الإلكترونات في الجزيء أو كتلتها المولّية، فتزداد بزيادتها.

كما تتأثَّرُ قوى لندن بحجم الجزيئات وأشكالها؛ فمثلًا، هناك ثلاثةُ مركّبات لها الصيغةُ الجزيئيّة نفسُها (C_5H_{12})، ولها الكتلةُ المولّية نفسُها، إلّا أنّها تتفاوتُ في درجة غليانها وطاقة تبخّرها؛ وذلك بسبب اختلاف توزيع ذرّاتها في الجزيء واختلاف أشكالها، كما يظهرُ في الشكل (39).

لاحظ أنّ قوى لندن تكونُ في الجزيء الذي له سلسلةٌ كربونيّة أطولُ أقوى منها في الجزيء الذي له سلسلةٌ أقصر؛ وذلك بسبب زيادة فرصة التجاذب على طول السلسلة.

استخدِمْ برنامجَ صانع الأفلام (Dreem Waver)، وَأُصَمِّمُ فلمًا أشرحُ فيه قوى التجاذب بين الجزيئات، ثمّ أعرضه أمامَ زملائي، أو أُشاركهم به باستخدام مواقع التواصل الاجتماعيّ (واتس أب) أو موقع المدرسة على (الفيس بوك).





اسم المركب	نيو بنتان	2 مثل بيوتان	بنتان
درجة الغليان	9.5 ˚C	28 ˚C	36 ˚C
طاقة التبخر	22.8 kJ\mol	24.7 kJ\mol	25.8 kJ\mol

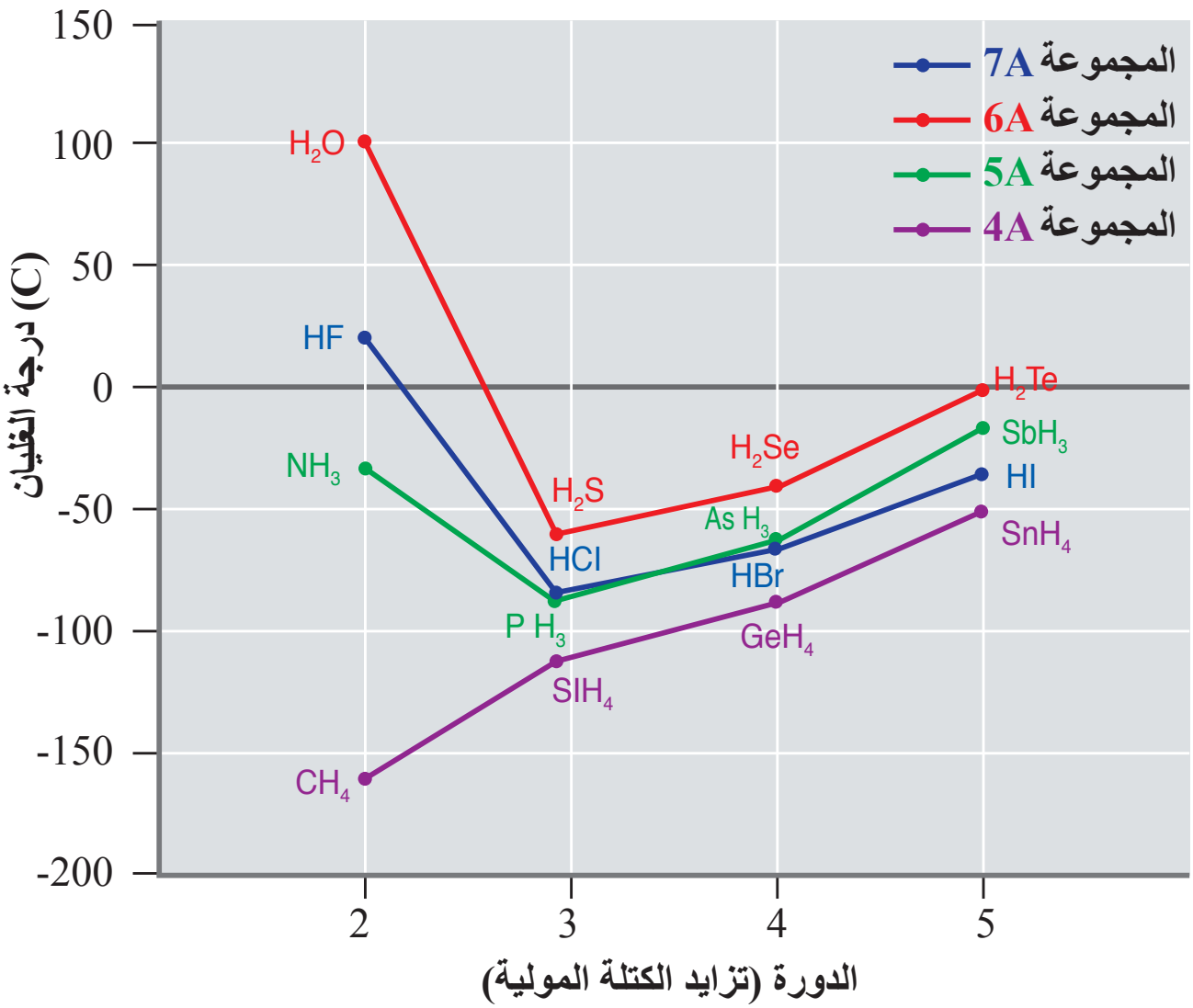
الشكلُ (39): تفاوت الخصائص الفيزيائية لعدد من المواد متماثلة الكتلة المولية

يتّضحُ ممّا سبق أنّ الخصائصَ الفيزيائيّة للموادّ، مثل: درجة الغليان، ودرجة الانصهار، والصّلابة، وطاقة التبخّر، تزداد بوجهٍ عامّ بزيادة قوى التجاذب بين الجزيئات، سواء أكانت الروابط الهيدروجينيّة أم قوى ثنائيّة القطب أم قوى لندن، ويبيِّنُ الشكلُ (40) أثرَ قوى التجاذب في درجة الغليان لعدد مِنَ الموادّ.

تلاحظُ مِنَ الشكل أنّ قوى التجاذب بين الجزيئات تزدادُ بزيادة العدد الذريّ لعناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوريّ وبزيادة الكتلة المولّيّة للموادّ التي تكوِّنُها هذه العناصر، وذلك يفسِّرُ الزيادةَ في درجة غليان هذه الموادّ.

أفكّر: درجةُ غليان المركّب SbH_3 أعلى من درجةِ غليان المركّب NH_3.

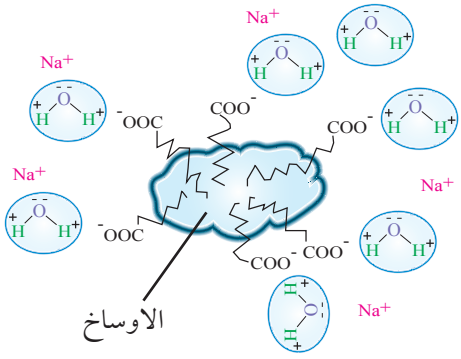
الشكلُ (40): أثر قوى التجاذب في درجة الغليان لعدد من المواد بزيادة كتلتها المولية.



الربطُ مع الحياة

قوى التجاذب وعمل المنظّفات الصابونيّة

يتكوّنُ الصابونُ من أملاح دهنيّة لها الصيغة العامّة $RCOO^-Na^+$، وتمتلكُ طرفًا أيونيًّا (COO^-Na^+) وطرفًا آخَرَ R، وهو سلسلةٌ هيدروكربونيّةٌ طويلةٌ غيرُ قطبيّة. وعند إضافة الصابون الى الماء، فإنّ الطرفَ الأيونيّ يتجاذبُ معَ الأطراف المشحونة للماء وتنتشرُ خلالَه، أمّا الطرفُ الهيدروكربونيُّ غيرُ القطبيّ R مِنَ الصابون فينغمسُ داخلَ الأوساخ وينتشرُ بينها ويتجاذبُ مَعَها بقوى لندن؛ ممّا يسبِّبُ إضعافَ قوى التجاذب بين جسيمات الأوساخ نفسِها وتشتيتَها، وعند وضع الملابس المُتَّسِخَةِ وجريان الماء ينسحبُ الطرفُ الأيونيُّ للصابون مَعَ الماء ساحبًا مَعَهُ الطرفَ الهيدروكربونيَّ والأوساخ المرتبطة به؛ ممّا يؤدّي إلى تخلُّص الملابس من تلك الأوساخ.



✓ أتحقَّق:

1 - أُحَدِّدُ الموادَّ التي ترتبط جسيماتُها بشكل رئيس بقوى لندن

C_3H_8, CH_3CH_2OH, Ne, $SiCl_4$, HBr

2 - أيُّها تتوقّعُ أن يكون له طاقةُ تبخّر أعلى، C_5H_{12} أم C_3H_8؟ مبرِّرًا إجابتك.

التجربة 3

قوى التجاذب بين الجزيئات والخصائص الفيزيائيّة للموادّ

الموادُّ والأدوات:

أقلامُ تخطيط متعدّدةُ الألوان، مسطرة طويلة (30 cm)، ورق بيانيّ، مصادر تعلُّم إلكترونيّة (شبكة الإنترنت).

إرشاداتُ السلامة:

- أتّبعُ إرشاداتِ السلامة العامّة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.

خطواتُ العمل:

1- باستخدام مراجعَ مناسبة، أُحَدِّدُ درجةَ غليان الموادّ في الجدول، ثمّ أُسجِّلُها.

المادّة	الكتلة المولية أو الذريّة	نوع قوى التجاذب بين الجسيمات في الحالة السائلة	درجة الغليان (°C)	الحالة الفيزيائيّة عند درجة حرارة الغرفة
Ne	20			
Ar	40			
Kr	84			
H_2O	18			سائل
H_2S	34			
He_2Se	81			
H_2Te	129.6			

2- أُحَدِّدُ نوعَ قوى التجاذب التي تربط جسيمات كلٍّ من هذه الموادّ، ثمّ أُسجِّلُها.

3- أُحَدِّدُ الحالةَ الفيزيائيّة للموادّ عند درجة حرارة الغرفة، ثمّ أُسجِّلُها.

4- أرسُمُ بيانيًّا العلاقة بين درجة الغليان والكتلة الذريّة لذرّات العناصر النبيلة.

5- أرسُمُ بيانيًّا على ورقة الرسم البيانيّ نفسِها بلون مختلف العلاقة بين درجة الغليان والكتلة الموليّة للموادّ الأُخرى المذكورة في الجدول.

التحليلُ والاستنتاج:

1- أُفَسِّرُ وجودَ قوى تجاذب بين ذرّات الغاز النبيل في الحالة السائلة.

2- أُفَسِّرُ ارتفاعَ درجة غليان الماء مقارنةً معَ باقي المركّبات في الجدول، رغم أنّها مركّباتٌ لعناصر المجموعة السادسة.

3- أستنتجُ العلاقةَ بين الكتلة الموليّة أو الذريّة للمادّة ودرجة غليان المادّة نفسِها، وعلاقة ذلك كُلِّهِ بقوى التجاذب.

مراجعةُ الدرس

1 - الفكرةُ الرئيسة: أُوَضِّحُ المقصودَ بكلٍّ منَ: الرابطةِ الهيدروجينية، قوى لندن.

2 - أُوَضِّحُ، معَ الرَّسم، تكوُّنَ ثنائيِّ القطب اللحظيّ بين ذرّات الهيليوم (He).

3 - أُفَسِّرُ:

أ . درجةُ غليان المركّب $HOCH_2CH_2OH$ أعلى من درجة غليان المركّب CH3CH2OH.

ب . تترتّبُ طاقة التبخّر المولّية لمركّبات عناصر المجموعة الرابعة على النَّحو:

$(GeCl_4 > SiCl_4 > CCl_4)$

4 - أُحَدِّدُ نوعَ قوى التجاذب بين جزيئات كلٍّ منَ الموادّ الآتية في الحالة السائلة:

$CH_2=CH_2$, SO_2 $CH_3CH_2NH_2$, CH_3OCH_3, He

6 - أُرَتِّبُ الموادَّ الآتيةَ تصاعديًّا حَسَبَ تزايد قوّة التجاذب بين جزيئاتها في الحالة السائلة:

CH_3OH, CH_4, HCl, C_2H_6

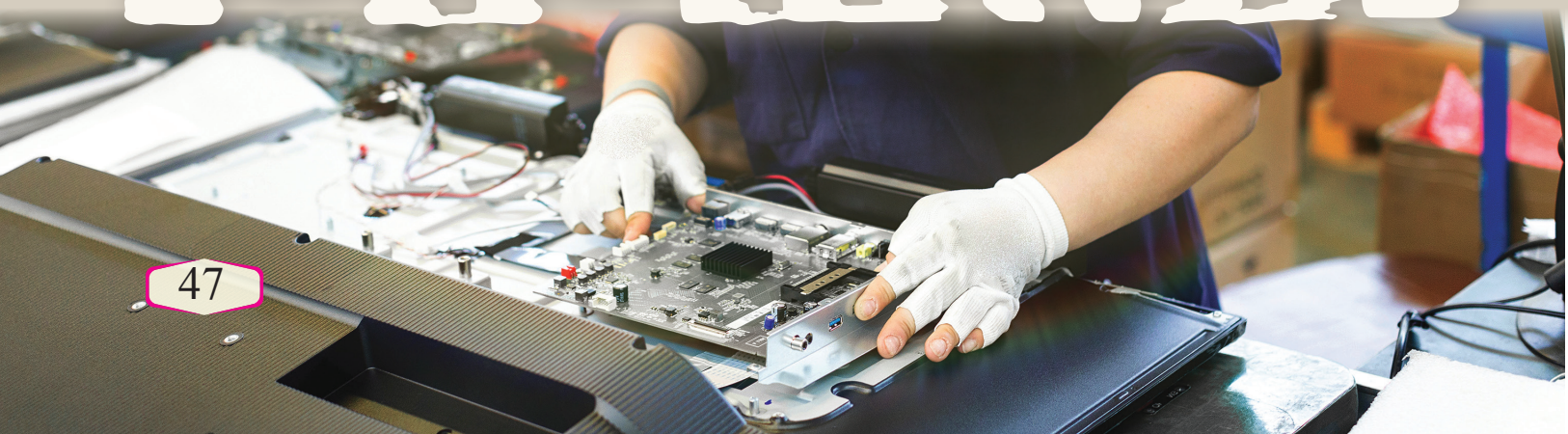
شاشات العرض (LCD)

تُعَدُّ شاشاتُ العرض بأنواعها المختلفة مِنَ التِّقَنِيّاتِ الحديثةِ واسعةِ الاستخدام من حولنا، مثل شاشات البلّورات السائلة (Liquid Crystal Display) (LCD)، وشاشات الحاسوب المحمول، والساعات الرَّقْمِيَّة، وأفران الميكروويف، ومشغّلات الأقراص المُدمَجة و...، التي تستخدِمُ ما يُعرف بالبلّورات السائلة (Liquid Crystal)، التي يعتمدُ مبدأُ عملها على قوى التجاذب بين الجزيئات.

وتتميّزُ البلّوراتُ السائلةُ بأنّها تجمعُ بين خصائص المادّتين الصُّلبة والسائلة في الوقت نفسِه؛ حيث يمكن لجزيئاتها أن تترتَّبَ وتصطفَّ باتجاهات محدّدة وَفقَ حالة استقطابها وتحافظَ على ترتيبها كما في الموادّ الصُّلبة، كما يمكنُها الانتقالُ من موقع إلى آخَرَ كما في الموادّ السائلة، فهي أقربُ إلى الموادّ السائلة مِنَ الموادّ الصُّلبة؛ وذلك أنّ قوى التجاذب ثنائيّة القطب بين جزيئاتها ضعيفةٌ نسبيًّا؛ ممّا يتطلّبُ تزويدَ البلّورة بكميّة قليلة مِنَ الطاقة للتغلّب عليها وتحرير جزيئاتها، وهذا يسمحُ لها بالانتقال من موقع إلى آخَرَ كما في السوائل الحقيقيّة.

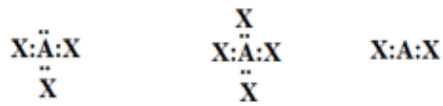
وتوجدُ البلّوراتُ السائلةُ في عدّة أطوار مختلفة تعتمد على درجة الحرارة وطبيعة الموادّ التي تصنع منها. وبوجه عامّ، تتكوّنُ البلّوراتُ السائلة من جزيئات صُلبة ثنائيّة القطب تتأثّرُ بالمجال الكهرَبائيّ كما تتأثّرُ بالضَّوء، فعند تعرُّضها للضَّوء تترتَّبُ جزيئاتُها بطريقة معيّنة وَفقَ شدّة الضَّوء وفرق الجهد الكهرَبائيّ المؤثِّر فيها؛ ممّا يسمح للضَّوء بالمرور من خلالها، وَمِنْ ثَمَّ تُعرَضُ الألوانُ المختلفة بواسطة الاستقطاب، الذي يحدث لجزيئات البلّورة السائلة والهيكل المحدّد لشاشة (LCD).

أبحث أرجع إلى مواقعَ إلكترونيّةٍ مناسبة عبرَ شبكة الإنترنت، وأبحثُ في مكوّنات شاشات العرض (LCD) وآليّة عملها، وأكتبُ تقريرًا بذلك، أو أُصمّمُ عرضًا تقديميًّا حولَ الموضوع، ثمّ أناقشُهُ معَ زملائي ومعلّمي.



1 . أُوَضّح المقصودَ بكلٍّ منَ المفاهيم الآتية:
الرابطة التناسقيّة، الفلك المُهجَّن، قوى التجاذب ثنائيّة القطب.

2 . أتوقّعُ الشكلَ الفراغيَّ لكلٍّ منَ الجزيئات الآتية، بالاعتماد على تراكيب لويس لكلٍّ منها:



3 . أُقارنُ بين الجزيئين NH_3 , BH_3، من حيثُ:
عددُ أزواج الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة، عددُ أزواج الإلكترونات غيرِ الرابطة، نوعُ التهجين في الذرّة المركزيّة، الشكلُ الفراغيّ، الزاويةُ بين الروابط ، قطبيّةُ الجزيئات.

4 . أُجيبُ عمّا يأتي في ما يتعلّقُ بالجزيء BeF_2.
علمًا أنّ العددَ الذريَّ للبيريليوم (4):

أ . أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَّ لذرّة البيريليوم (Be) قبلَ التهجين وبعدَه.

ب . أُحَدِّدُ نوعَ التهجين في الذرّة المركزيّة Be.

جـ . أُحَدِّدُ نوعَ الأفلاك المكوِّنة للرابطة Be - F.

د . أتوقّعُ مقدارَ الزاوية بين الروابط (الأفلاك المُهجَّنة) في الجزيء BeF_2.

هـ . أرسُمُ الشكلَ البنائيَّ للجزيء وَأُسَمِّه.

5 . عنصران (X، Y) منَ الدورة الثانية، يكوّنان معَ الفلور الصيغتين (XF_2، YF_2) على التوالي.
إذا كان المركّبُ XF_2 يمتلكُ أزواجَ إلكترونات غيرِ رابطة، فأجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

أ . أكتُبُ تركيبَ لويس لكلٍّ منَ المركّبين.

ب . أُحَدِّدُ العددَ الذريَّ لكلٍّ من X و Y.

جـ . أُحَدِّدُ نوعَ الأفلاك التي تستخدِمُها كلٌّ منَ الذرّتين في تكوين الروابط.

د . أرسُمُ الشكلَ الفراغيَّ لكلٍّ من XF_2 و YF_2، وَأُحَدِّدُ قطبيّة كلٍّ منهما.

هـ . أتوقّعُ مقدارَ الزاوية بين الروابط في كلٍّ منَ المركّبين.

6 . أرسُمُ الأشكالَ الفراغيّة لكلٍّ منَ الجزيئات الآتية، وَأُبَيِّنُ قطبيّةَ كلٍّ منها:

NF_3, BCl_3, OCl_2, CH_2Cl_2, BeH_2

7 . أُفَسِّرُ:

أ . درجةُ غليان المركّب CH_3CH_2Cl أعلى منها للمركّب CH_3CH_3.

ب . درجةُ غليان المُركّب $NH_2CH_2CH_2NH_2$ أعلى منها للمركّب $CH_3CH_2CH_2NH_2$ .CH_3

جـ . الجزيءُ $CHCl_3$ قطبيٌّ، بينما الجزيء CCl_4 غيرُ قطبيّ.

د . الرابطةُ (B-F) قطبيّةٌ، بينما الجزيءُ BF_3 غيرُ قطبيّ.

هـ . يذوبُ الإيثانول C_2H_5OH في الماء، بينما الإيثانُ C_2H_6 عديمُ الذوبان.

8 . أُنَظِّمُ جدولًا، أُقارنُ فيه بينَ الجزيئات PCl_3 و H_2O و CO_2 و $GeCl_4$

الجزيء	التهجين في الذرّة المركزيّة	وجود أزواج الإلكترونات غيرِ الرابطة حولَ الذرّة المركزيّة	الشكل البنائيّ للجزيء	مقدار الزاوية بين الروابط	قطبيّة الجزيئات
PCl_3					
H_2O					
CO_2					
$GeCl_4$					

9 . الإيثينُ مركّبٌ عضويٌّ صيغتُه C_2H_4، يعرفُ باسمِ الإيثيلين يستخدمُ في صناعةِ المبلمرات البلاستيكيةَ. إذا كان العددُ الذريُّ للكربون (6)، فأرسُمُ تركيبَ لويس للجزيء، ثمّ:

أ . أُحَدِّدُ عددَ الروابط سيجما (σ) وباي (π) في الجزيء.

ب . أُبَيِّنُ نوعَ التهجين الذي تستخدِمُهُ ذرّةُ الكربون.

جـ . أُوَضِّحُ توزيعَ أزواج الإلكترونات في الفراغ حولَ ذرّة الكربون.

د . أُحَدِّدُ مقدارَ الزاوية بين الروابط حولَ كلِّ ذرّة كربون.

10 . أدرُسُ الجدولَ الآتي، ثمّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

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

أ . أكتبُ تركيبَ لويس لكلٍّ من: B, C, U, M

ب . أكتبُ تركيبَ لويس للجزيئات: CE_3, GD_2

جـ . أتوقَّعُ الشكلَ الفراغيَّ لكلٍّ منَ المركّبات الآتية: BE_2, CD_3, ME_3, UD_4

د . أُحَدِّدُ الجزيءَ القطبيَّ بين الجزيئات الآتية: GD_2, CD_3, UD_4, BE_2

هـ . أُحَدِّدُ نوعَ تهجين الذرّة المركزيّة لكلٍّ منَ الجزيئات: BE_2, CD_3, ME_3, UD_4, GD_2

و . أُحَدِّدُ مقدارَ الزاوية بين الروابط في كلٍّ منَ الجزيئات الآتية: CD_3, ME_3, GD_2

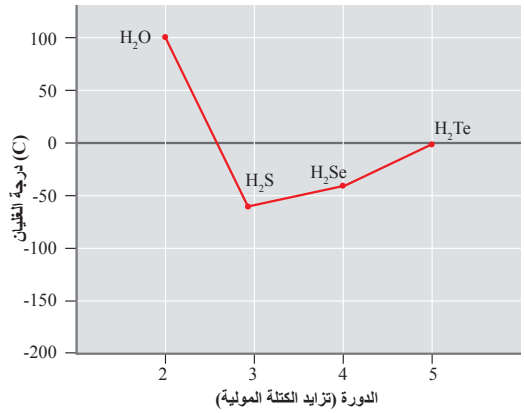
ز . أُحَدِّدُ الجزيئاتِ القطبيّةَ بين الجزيئات الآتية: BE_2, CD_3, ME_3, UD_4, GD_2

ح . أُقارِنُ بالرَّسمِ قطبيّةَ الجزيء MH_3 بالجزيء ME_3

ط . أُحَدِّدُ المادّةَ الأعلى درجة غليان في الحالة السائلة A أم R، وَأُسَوِّغُ ذلك.

ي . أُحَدِّدُ المادّةَ الأعلى طاقة تبخّر مولية، CD_3 أم ME_3، وَأُقَدِّمُ تسويغًا لذلك.

11 .يبيّنُ الشكلُ المجاورُ تغيُّرَ درجةِ غليان بعض مركّبات عناصر المجموعة السادسة وَفقَ ترتيبها في الجدول الدوريّ. أدرُسُها، ثمّ أُجيبُ عمّا يأتي:



أ . أُحَدِّدُ نوعَ قوى التجاذب في كلِّ مركّب منها.

ب . أُفَسِّرُ الاختلافَ الكبيرَ في درجة غليان الماء مقارنةً بباقي مركّبات عناصر المجموعة.

جـ . أُفَسِّرُ تزايدَ درجة غليان مركّبات عناصر المجموعة بزيادة رَقْمِ دورتِها في الجدول الدوريّ.

12 .اختَرِ الإجابةَ الصحيحةَ لكلِّ فقرة في ما يأتي:

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

أ . متماثلةٌ في الطاقة ب . متماثلةٌ في الشكل

جـ . متماثلةٌ في الاتّجاه الفراغيّ د . متماثلةٌ في السَّعة

2) الشكلُ البنائيّ المرتبط بالتهجين sp2، هو:

أ . رباعيُّ الأوجه مُنتظَم ب . هَرَمٌ ثلاثيّ جـ . مثلّثٌ مسطّح د) خَطّي

3) المُركّبُ الذي يتّخذُ الشكلَ رباعيّ الأوجه المُنتظّم في ما يأتي، هو:

أ . $SiCl_4$ ب . BeF_2 جـ . OCl_2 د . NF_3

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

أ . 8 σ و 2π ب . 9 σ و 1 π جـ . 8 σ و 1 π د . 9 σ و 2 π

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

أ . s - p ب . p - p جـ . $s - sp^3$ د . $sp^3 - sp^3$

6) الشكلُ الفراغيّ الذي يختلف عنِ الأشكال الأُخرى بين الآتية:

أ . هَرَمٌ ثلاثيّ ب . مثلّثٌ مستوٍ جـ . مُنحَنٍ د . رباعيُّ الأوجه مُنتظَم

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

أ . $SiCl_4$ ب . BH_3 جـ . OCl_2 د . NH_3

8) المادّةُ التي تترابطُ جزيئاتُها بقوى الترابط الهيدروجينيّ:

أ . CH_3F ب . CH_3OH جـ . HCl د . CH_3OCH_3

9) الترتيبُ الصحيح للموادِّ الآتية حَسَبَ قوى الترابط بين جزيئاتها:

أ . $BCl_3 < BF_2Cl < HF < NH_3$ ب . $BF_2Cl < BCl_3 < HF < NH_3$

جـ . $BF_2Cl < BCl_3 < NH_3 < HF$ د . $BCl_3 < BF_2Cl < NH_3 < HF$

10) المادّةُ الأكثرُ ترابطًا في الحالة السائلة من بين الموادِّ الآتية:

أ . $CHCl_3$ ب . BF_3 جـ . NH_3 د . CH_3OCH_3

الوحدةُ 2

حالات المادة

States Of Matter

أتأمَّلُ الصورة

يرافق البراكينَ مقذوفاتٌ بركانيّةٌ في حالات المادّة الثلاث؛ صُلبةٌ تترسَّبُ قريبًا من فوهة البركان لكثافتها العالية وعدم جريانها، وسائلةٌ تجري لمسافات بعيدة ثمّ تبردُ وتتصلّب، وغازيّةٌ تنتشرُ وتختلطُ معَ الهواء الجوي. ما الخصائصُ الفيزيائيّة المميّزة للمادّة في كلّ حالة؟ وكيف تُفَسَّر؟

الفكرةُ العامّة:

تتواجدُ المادّة في حالات فيزيائيّة ثلاث؛ صُلبة وسائلة وغازيّة، لكلّ حالة منها خصائصُ فيزيائيّة مميّزة لها.

الدرسُ الأول: الحالة الغازيّة

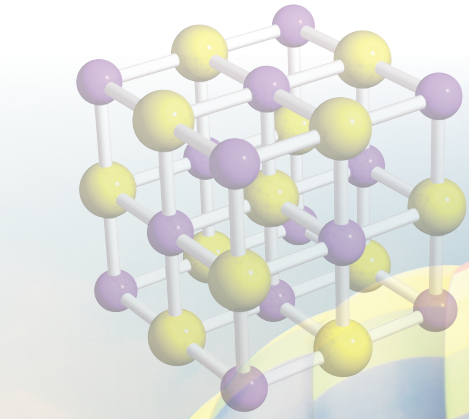
الفكرةُ الرئيسة: تفسِّرُ نظريّةُ الحركة الجزيئيّة خصائصَ الغازات، وتستخدمُ قوانين الغازات في وصف العلاقة بين العوامل التي تؤثِّرُ في سلوك الغاز.

الدرسُ الثاني: الحالة السائلة

الفكرةُ الرئيسة: تمتازُ السوائلُ بخصائصَ محدّدةٍ تعتمد على قوى التجاذب بين جزيئاتها.

الدرسُ الثالث: الحالة الصُّلبة

الفكرةُ الرئيسة: تُقسَمُ الموادُّ الصُّلبة إلى نوعين رئيسين؛ موادّ صُلبة بلوريّة وموادّ صُلبة غير بلوريّة، وَتُصَنَّفُ الموادُّ الصُّلبة البلوريّة إلى أربعة أنواع حَسَبَ نوع الجُسيمات المكوّنة لها ونوع قوى التجاذب والروابط بينها، وهو ما يحدِّدُ خصائصَها الفيزيائيّة.



العلاقةُ بين حجم الغاز ودرجة حرارته عند ثبات الضغط

المـوادُّ والأدوات: بالـون عـدد (2)، قلـم تخطيط ، متـر خياطـة، حمّـام ثلجيّ، حمّـام مائيّ سـاخن.

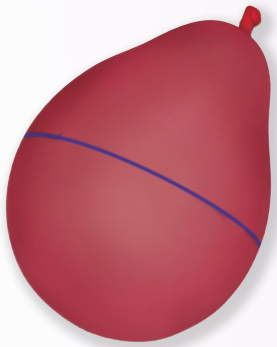
إرشاداتُ السلامة:

أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامّة في المختبر.

أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.

خطواتُ العمل:

1. أنفخُ بالونين وأربطُهما، ثمّ أرسمُ باستخدام القلم دائرةً على كلٍّ منهما، كما في الشكل (1).
2. أقيسُ محيط الدائرة لكلِّ بالون بالمتر، وَأُسَجّله.
3. أضعُ أحدَ البالونين في حمّام ثلجيّ والآخرَ في حمّام مائيّ ساخن لمدّة 10 دقائق.
4. أخرجُ البالونينَ وأقيسُ محيطَ كل منهما مباشرةً وأسجلُ ملاحظاتي.



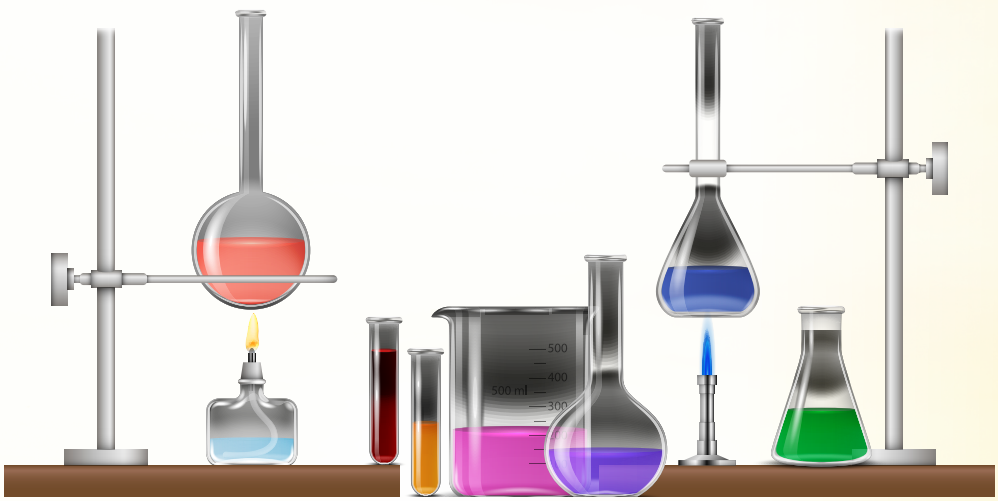
التحليلُ والاستنتاج:

1- أصفُ التغيُّرَ في حجم البالون الذي وُضع في الحمّام الثلجيّ.

2- أصفُ التغيُّرَ في حجم البالون الذي وُضع في الحمّام المائيّ الساخن.

3- أستنتجُ العلاقَة بين درجة حرارة الهواء داخل البالون وحجمِه؟

4- ما اسمُ القانون الذي يصفُ هذه العلاقة؟



الدرسُ 1

الحالةُ الغازيّة
Gaseous State

الفكرةُ الرئيسة:
تفسِّرُ نظريّةُ الحركة الجزيئيّة خصائصَ الغازات، وتستخدمُ قوانين الغازات في وصف العلاقة بين العوامل التي تؤثّرُ في سلوك الغاز.

نتاجاتُ التعلُّم:
- يُفَسِّرُ الخصائصَ الفيزيائيّةَ للغازات اعتمادًا على نظريّة الحركة الجزيئيّة.
- يتوصَّلُ إلى قوانين الغازات وقانون الغاز المثاليّ لفهم سلوك الغازات وتطبيقاتها العمليّة.

يُجري حساباتٍ مستخدمًا قوانينَ الغازات المختلفة وقانونَ الغاز المثاليّ.

المفاهيمُ والمصطلحات:

نظريّةُ الحركة الجزيئيّة	Kinetic Molecular Theory
الغازُ المثاليّ	Ideal Gas
تصادماتٌ مَرِنة	Elastic Collision
الانتشارُ	Diffusion
القابليّةُ للانضغاط	Compressibillity
التدفُّقُ	Effusion
قانونُ بويل	Boyle's Law
قانونُ شارل	Charles's Law
قانونُ جاي لوساك	Gay-Lussac's Law
القانونُ الجامع	Combined Law
قانونُ أفوجادرو	Avogadro's Law
الحجمُ المولّي	Moler Volume
قانونُ الغاز المثاليّ	Ideal Gas Law
قانون دالتون	Dalton's Law
قانون جراهام	Graham's Law

بعضُ الخصائص الفيزيائيّة للغازات

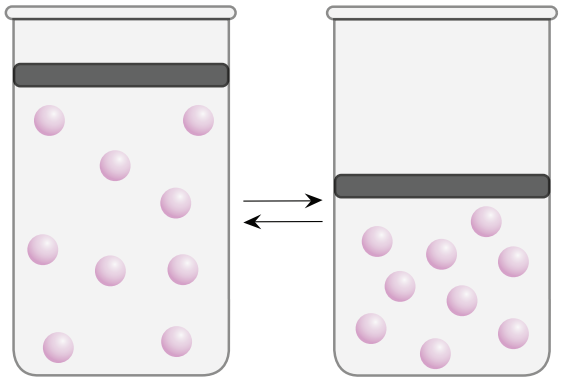
تمتلك المادّة في الحالة الغازيّة خصائصَ فيزيائيّة معيّنة؛ فمثلاً، يتمدّد الغاز تلقائيًّا وينتشرُ لِيَملأ الوعاءَ الذي يوضعُ فيه؛ لذلك فإنّ حجمَهُ يساوي حجمَ الوعاء. كما أنّ الغازاتِ قابلةٌ للانضغاط، فعند زيادة الضغط المؤثِّرُ فيها يقلُّ حجمُها، وكذلك تختلطُ معَ بعضها لِتُشَكِّلَ خليطًا متجانسًا بغضِّ النظر عن طبيعة جُسيمات الغاز نفسِها. هذه الخصائصُ المميّزة للغازات سببُها أنّ جُسيماتِ الغاز متباعدةٌ جدًّا وقوى التجاذب بينها شبهُ معدومة؛ لذلك تتشابه الغازاتُ في سلوكها الفيزيائيّ رغم أنّها تتكوّنُ من جُسيمات مختلفة في خصائصها. وقد درس عددٌ منَ العلماء الخصائصَ الفيزيائيّة للغازات وتوصّلوا بالتجريب إلى مجموعة منَ القوانين سُمِّيت قوانينَ الغازات، وضّحتِ العلاقةَ بين متغيّراتٍ عِدّة تصفُ سلوكَ الغاز المحصور، مثل العلاقة بين ضغط الغاز P وحجمه V ودرجة حرارته المطلقة T وعدد مولاته n، كما استطاع العلماءُ تفسيرَ خصائص الغازات وسلوكِها الفيزيائيّ من خلال نظريّة الحركة الجُزيئيّة.

نظريّةُ الحركة الجُزيئيّة The Kinetic Molecular Theory

طوَّرَ العلماءُ نظريّةً سُمِّيت نظريّةَ **الحركة الجزيئيّة The Kinetic Molecular Theory**، التي تصفُ سلوكَ الذرّات والجُزيئات المكوّنةِ للمادّة، وتفترضُ هذه النظريّةُ أن جُسيمات المادّة في حركة دائمة ومستمرّة.

فسّرت هذه النظريّةُ سلوكَ الموادّ الصُّلبة والسائلة والغازية اعتمادًا على الطاقة الحركيّة للجُسيمات وقوى التجاذب بينها.

لفهم سلوك الغازات وخصائصها الفيزيائيّة افترضت هذه النظريّةُ وجودَ غاز سُمِّيَ **الغازَ المثاليّ Ideal Gas**، وهو غازٌ افتراضيٌّ حجمُ جُسيماته يساوي صفرًا وقوى التجاذب بينها معدومة، وتنطبقُ عليه بنودُ نظريّة الحركة الجُزيئيّة.

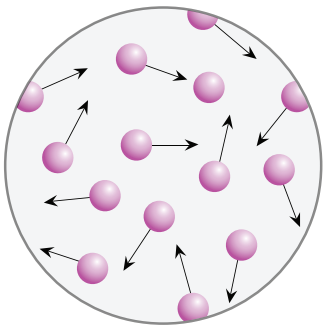


الشـكلُ (1): قابليّـةُ الغـازات للانضغـاط.

بنودُ نظريّة الحركة الجُزيئيّة:

1 - تتكوّنُ الغازاتُ من جُسيمات (جُزيئات أو ذرّات) متناهيةٍ في الصِّغر (مهملة الحجم) ومتباعدةٍ جدًّا؛ أي بينها فراغاتٌ كبيرة؛ ممّا يعني أنّ معظم الحجم الذي يشغلُهُ الغازُ فراغ.

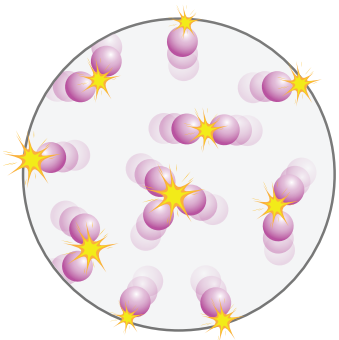
وهو ما يفسِّرُ الكثافةَ المنخفضة للغازات مقارنةً بالسوائل والموادّ الصُّلبة، كما يفسِّرُ **قابليّةَ الغازات للانضغاط Compressibillity** بسهولة، كما في الشكل (1).



الشكلُ (2): الحركةُ العشوائيّة لِجُسيمات الغاز.

2 - تتحرّكُ جُسيماتُ الغاز حركةً مستمرّة وعشوائيّة وسريعة بخطٍّ مستقيم وفي جميع الاتجاهات؛ ممّا يكسبُها طاقةً حركيّة تتغلّبُ على قوى التجاذب بينها، وهو ما يفسِّرُ انتشارَ الغازات وتدفُّقَها. انظرِ الشكل (2).

3 - تتصادمُ جُسيمات الغاز في ما بينها، كما تتصادمُ معَ جدار الإناء الموجودة فيه **تصادمًا مَرِنًا Elastic Collision**؛ أي أنّ تبادلًا للطاقة يجري بين الجُسيمات المتصادمة، فالطاقةُ التي يفقدُها أحدُ الجُسيمات يكسبُها جُسيمٌ آخَرُ؛ لذا يبقى مجموعُ الطاقةِ الحركيّة التي تمتلكُها الجُسيماتُ محفوظًا عند درجة الحرارة نفسِها. انظرِ الشكل (3).



الشكلُ (3): التصادماتُ المرنة لِجُسيمات الغاز.

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

5 - يعتمدُ متوسِّطُ الطاقة الحركيّة Kinetic Energy لِجُسيمات الغاز على درجة الحرارة حَسَبَ المعادلة:

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

حيث إنّ: m: كتلة الجسيم V: سرعة الجسيم

وحيث إنّ كتلة الجسيم ثابتةٌ للغاز الواحد، فإنّ متوسِّطَ الطاقة الحركيّة للجُسيمات يعتمدُ على سرعتها التي تزدادُ بزيادة درجة الحرارة وتقلُّ بنقصانِها.

الغازاتُ الحقيقيّة ونظريّةُ الحركة الجُزيئيّة Real Gases

المسافاتُ بين جُسيمات الغاز في الظروف العاديّة كبيرةٌ جدًّا وقوى التجاذب بينها شبهُ معدومة، فيكون سلوكُها مشابهًا لسلوك الغاز المثاليّ. وعند زيادة الضغط المؤثِّرِ في الغاز فإنّ المسافاتِ بين جُسيماته تقلُّ وتنشأُ بينها قوى تجاذب؛ ممّا يقلِّلُ حركتَها العشوائيّةَ وسرعتَها فتنحرفُ عن سلوك الغاز المثاليّ، وكلّما زادت قوى التجاذب بين جُسيمات الغازات زاد انحرافُها عن سلوك الغاز المثاليّ، وذلك عند الظروف نفسِها منَ الضغط ودرجة الحرارة؛ لذا تختلفُ الغازاتُ الحقيقيّة في سلوكها عنِ الغاز المثاليّ، ويزدادُ ذلك بزيادة الضغط المؤثِّرِ فيها وخفض درجة حرارتها.

فمثلًا، يتكوّنُ غازُ الهيليوم من ذرّات صغيرة جدًّا تتجاذبُ بقوى لندن الضعيفة؛ لذا يشبهُ في سلوكه الغازَ المثاليّ، وذلك على مدًى واسعٍ من قيم الضغط ودرجات الحرارة. لكن عند زيادة الضغط وخفض درجة الحرارة على نحوٍ كبير فإنّ ذرّات الغاز تتقاربُ وتقلُّ طاقتُها الحركيّةُ ويزدادُ التجاذبُ فيما بينها، وعند درجة حرارة (-268.9°C) تصبح الطاقةُ الحركيّة للذرّات منخفضةً جدًّا وغيرَ كافية للتغلّب على قوى التجاذب بينها فيتحوّل الغاز إلى الحالة السائلة.

يوضّح الشكل (4) أثرَ قوى التجاذب بين جُسيمات الغاز الحقيقيّ في حركة هذه الجُسيمات مقارنةً بِجُسيمات الغاز المثاليّ عند لحظتين متتاليتين.

✓ **أتحقَّقُ:** ما الظروفُ التي يكون سلوكُ الغاز الحقيقيّ عندَها أقربَ إلى سلوك الغاز المثاليّ؟

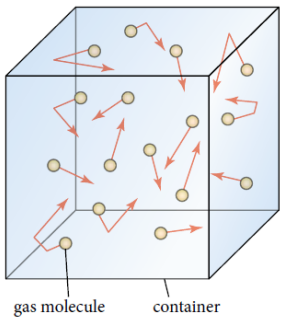
قوى التجاذب بين جسيمات الغاز المثالي

قوى التجاذب بين جسيمات الغاز الحقيقي تقلل من سرعتها وتحرفها عن مسارها

أفكّر: أيُّ الغازين Ne أم NH_3 تتوقّع أن يكون أقربَ في سلوكه إلى الغاز المثاليّ عند الظروف نفسِها؟

قوانينُ الغاز The Gas Laws

عرفتَ أنّ جُسيمات الغاز في حركة دائمة ومستمرّة وعشوائيّة، ومن ثَمَّ فإنّها تتصادمُ معَ بعضها من ناحيةٍ وتصطدمُ بجدار الإناء المحصورة فيه من ناحيةٍ ثانية، كما في الشكل (5). يولِّدُ التصادمُ المستمرُّ بجدار الإناء الداخليّ قوّةً تؤثِّرُ فيه تسمّى ضغطَ الغاز، وهي القوّةُ المؤثّرة في وحدة المساحة. ويعتمد ضغطُ كميّةٍ محدّدة منَ الغاز على عاملين، هما: حجمُ الغاز ودرجةُ حرارته.



الشكلُ (5): ينشأُ ضغط الغاز عنِ التصادمات المستمرّة لِجُسيمات الغاز معَ جدار الإناء.

وحدات قياس الضغط رموزها والعلاقات بينها:

ضغط جوي (atm)

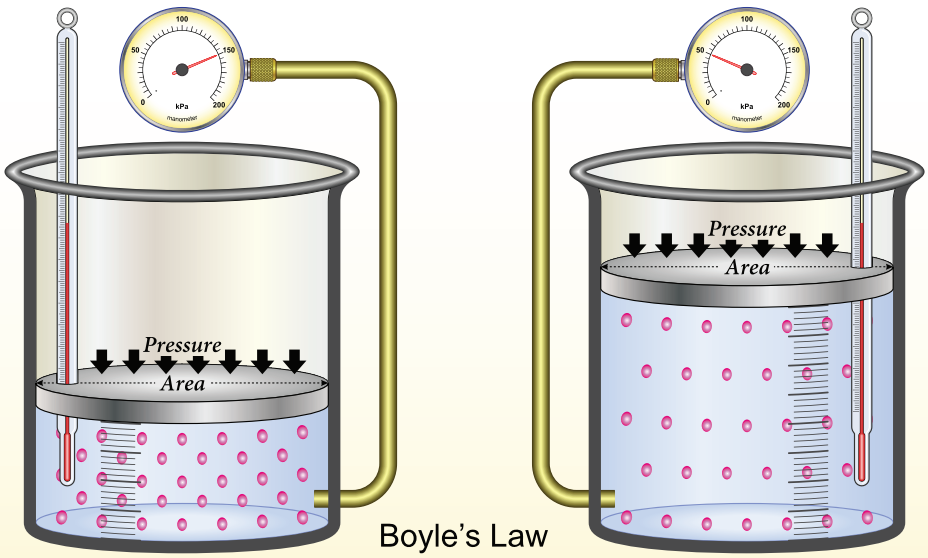
مليمتر زئبق (mmHg) ، 1atm = 760 mmHg

كيلوباسكال (KPa) ، 1atm = 101.3 KPa

توضّحُ قوانينُ الغاز العلاقاتِ الرياضيّةَ بين كلٍّ من كميّة الغاز وحجمه وضغطه ودرجة حرارته.

قانونُ بويل Boyle's Law

درسَ العالِمُ بويل العلاقةَ بين ضغط الغاز المحصور وحجمه عند ثبات درجة حرارته، وتوصّلَ إلى أنّ مضاعفة ضغط كميّة محددة منَ الغاز المحصور يؤدّي إلى نقصان حجمه إلى النصف، وأنّ إنقاص ضغطه إلى النصف يؤدّي إلى زيادة حجمه إلى الضعف، كما يبيّن الشكل (6)، وينصُّ **قانونُ بويل Boyle's Law** على أنّ: «حجمَ كميّةٍ محدّدة منَ الغاز المحصور يتناسبُ عكسيًّا معَ الضغط الواقع عليه عند ثبات درجة حرارته».



Boyle's Law

الشكلُ (6): مضاعفةُ ضغط الغاز تؤدّي إلى نقصان حجمه إلى النصف.

يُعَبَّرُ عن قانون بويل رياضيًّا على النَّحوِ الآتي:

عند ثبات درجة الحرارة فإنّ $V \alpha \frac{1}{P}$

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

حيثُ k مقدارٌ ثابت، ومنها $P \times V = k$

$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$

حيثُ V: حجمُ الغاز، ويمكنُ قياسُهُ بوحدة اللتر (L) أو المليلتر (mL)، P: ضغطُ الغاز، k: ثابت التناسب.

ويمكنُ تفسيرُ قانون بويل باستخدام نظريّة الحركة الجُزيئيّة؛ إذ إنّ زيادة الضغط المؤثِّر في الغاز المحصور يؤدّي إلى تقارب جُسيماته فيقلُّ حجمُه، ويزدادُ عددُ تصادمات جُسيمات الغاز معَ جدار الإناء فيزدادُ ضغطُهُ عند ثبات درجة حرارته.

التجربةُ 1

قانونُ بويل

الموادُّ والأدوات اللازمة:

مِحقن طبيّ 50mL، ساعة لقياس الضغط، أنبوب مطاطيّ.

إرشاداتُ السلامة:

- أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامّة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.

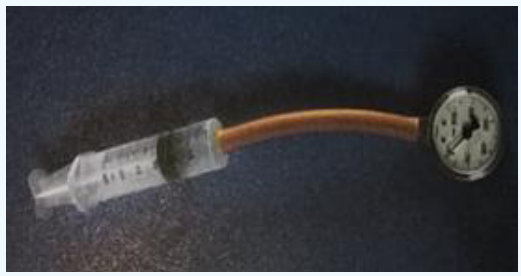
خُطواتُ العمل:

1- أُرَكِّبُ الجهازَ، كما هو موضَّحٌ في الشكل.

2- أحكم إغلاق الأنبوب المطاطي في المحقن وساعة الضغط.

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

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



4- أرسمُ بيانيًّا العلاقةَ بين حجم الهواء وضغطه.

التحليلُ والاستنتاج:

1- **أصِفُ** العلاقةَ بين ضغط الهواء وحجمه.

2- **أفسِّرُ** العلاقةَ بين ضغط الهواء وحجمه.

المثال 1

عينةٌ من غاز النيتروجين حجمُها (150 mL) وضغطُها (0.950 atm)، احسُبْ حجمَها عندما يصبحُ ضغطُها يساوي (0.990 atm) عند درجة الحرارة نفسِها.

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

$V_1 = 150\ mL$

$P_1 = 0.950\ atm$

$P_2 = 0.990\ atm$

المطلوب: حِساب V_2 عند درجة الحرارة نفسِها

الحلّ:

كتابةُ القانون

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

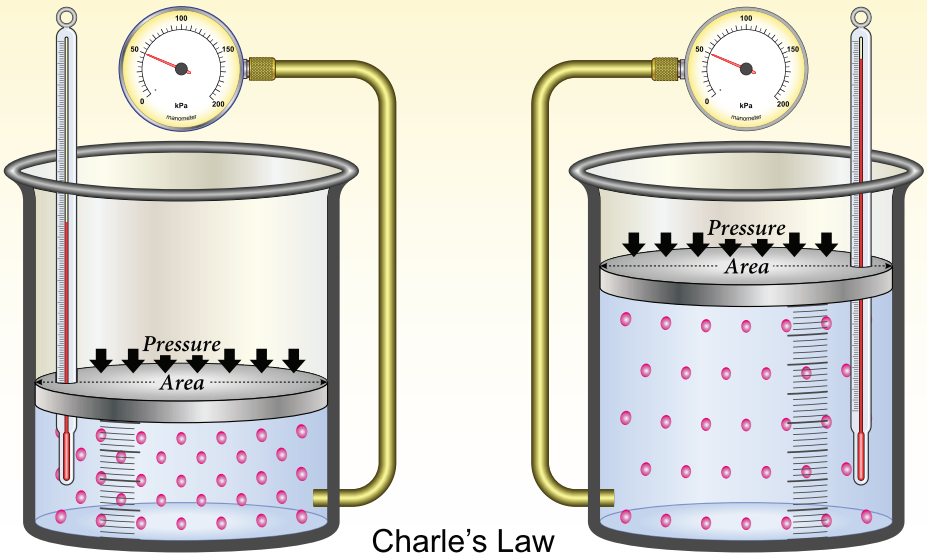
إعادةُ ترتيب القانون لِحساب V_2:

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

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

$$V_2 = 145.5\ mL$$

✓ **أتحقَّقُ:** عينةٌ من غاز محصور حجمُها (4 L) عند ضغط (2.0 atm)، سُمِحَ لها بالتمدُّدِ حتى أصبح حجمُها (12 L). احسُبْ ضغطَها عند درجة الحرارة نفسِها.



الشكل (8): أثرُ زيادة درجة حرارة الغاز في حجمه عند ثبات ضغطه.

قانونُ شارل Charles's Law

درسَ العالِمُ شارل أثرَ تغيير درجة حرارة الغاز المحصور في حجمه عند ثبات ضغطه، وتوصّلَ إلى أنّ زيادة درجة حرارة الغاز المُطلقة تزيدُ من حجمه عند ثبات ضغطه، فعند زيادتها إلى الضعف -مثلًا- يتضاعفُ حجمُهُ عند ثبات الضغط، كما يبيِّنُ الشكل (8).

سُمِّيت هذه العلاقةُ **قانونَ شارل Charles's Law**، وينصُّ على أنّ: «حجمَ كميّةٍ محدّدة منَ الغاز المحصور يتناسبُ تناسبًا طرديًّا معَ درجة حرارته المُطلقة عند ثبات ضغطه».

يُعَبَّرُ عن قانون شارل رياضيًّا على النَّحوِ الآتي:

عند ثبات الضغط (P) فإنّ

$$V \propto T$$

$$V = k \times T$$

حيثُ k مقدارٌ ثابت

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

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

حيثُ V: حجم الغاز، T:درجة الحرارة بالكلفن، k:ثابت التناسب.

درجة الحرارة المُطلقة = درجة الحرارة السيليزيّة + 273

تُقاسُ درجةُ الحرارة المُطلقة بالكلفن (Kelvin)

$$T(K) = T(°C) + 273$$

ويمكنُ تفسيرُ قانونِ شارل باستخدام نظرية الحركة الجُزيئيّة؛ حيث إنّ زيادة درجة حرارة الغاز تزيدُ من متوسط طاقةِ جُسيماته الحركيّة، ومن ثَمَّ تزدادُ سرعتُها وتزدادُ تصادماتُها معَ جدار الإناء، ولكي يبقى ضغطُ الغاز المحصور ثابتًا لا بُدَّ من زيادة حجمه.

المثال 2

عينةٌ من غاز الأكسجين جحمُها (6.82 L)عند (327° C). احسُبْ حجمَها عند (27° C) بفرض ثبات الضغط.

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

$V_1 = 6.82\ L$

$T_1 = 327\ °C$

$T_2 = 27\ °C$

المطلوب: حِساب V_2 بفرض ثبات الضغط (P).

الحلّ:

تحويلُ درجات الحرارة من °C إلى K

$T_1 = 327°C + 273 = 600\ K$

$T_2 = 27°C + 273 = 300\ K$

كتابةُ القانون

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

إعادةُ ترتيب القانون لِحساب V_2، ثمّ التعويض:

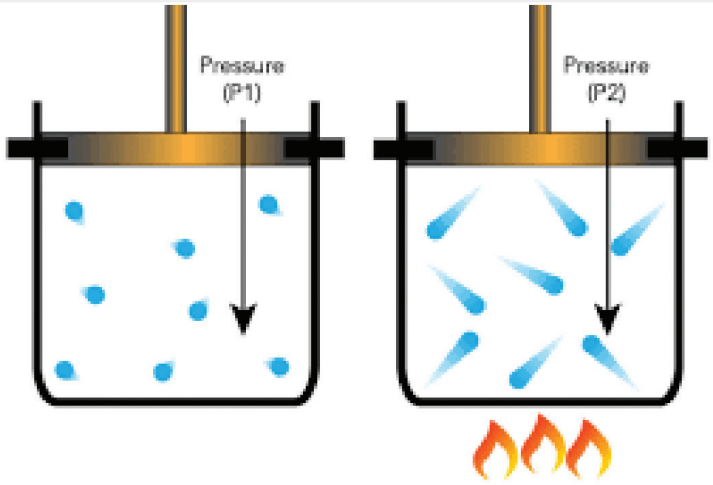
$$V_2 = V_1 \times \frac{T_2}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{6.8\ 1L \times 300\ K}{600\ K}$$

$$V_2 = 3.41\ L$$

لاحظ أنّ خفضَ درجة الحرارة المُطلقة إلى النصف (600 K→300 K) أدّى إلى نقصان حجم الغاز إلى النصف (6.82 L→3.41 L).

✓ **أتحقَّقُ:** عينةٌ من غاز النيتروجين حجمُها (430 mL) عند (24 °C). عند أيِّ درجة حرارة يصبحُ حجمُها (0.75 L) بفرض ثبات الضغط.



الشكلُ (9): زيادةُ درجة حرارة الغاز تزيد من عدد تصادماته عند ثبات حجمه.

قانونُ جاي ـ لوساك Gay-Lussac's Law

درسَ العالِمُ جاي – لوساك العلاقةَ بين ضغط الغاز ودرجة حرارته عند ثبات حجمه، وتوصّلَ إلى أنّ زيادة درجة حرارة كميّةٍ محدّدة منَ الغاز المحصور تزيدُ من ضغطه عند ثبات حجمه، كما يبيّنُ الشكل (9). يُطلقُ على هذه العلاقة **قانون جاي– لوساك Gay-Lussac's Law**، وينصُّ على أنّ «ضغط كميّة محدّدة منَ الغاز المحصور يتناسبُ طرديًّا معَ درجة حرارته المُطلقة عند ثبات حجمه».

تفسّرُ نظريّةُ الحركة الجزيئيّة قانونَ جاي– لوساك؛ إذ تؤدّي زيادةُ درجة حرارة الغاز إلى زيادة متوسط طاقة جُسيماته الحركيّة، ومن ثَمَّ تزدادُ سرعتُها وتزدادُ تصادماتُها فيزدادُ ضغطُهُ عند ثبات حجمه.

يُعَبَّرُ عن قانون جاي– لوساك رياضيًّا على النَّحوِ الآتي:

عند ثبات الحجم (V) فإنّ $P \propto T$

حيثُ k مقدارٌ ثابت $P = k \times T$

ومنها $k = \frac{P}{T}$

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

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

المثال 3

تحملُ عبواتُ الرذاذ، مثل ملطّفات الجوّ ومثبّتات الشَّعر، إشاراتٍ تحذِّرُ من تسخين العلبة أو تخزينها على درجات حرارة عالية، فإذا علمتَ أنّ ضغط الغاز داخل إحدى هذه العبوات (775 mmHg) عند درجة حرارة 25 °C، وارتفعت درجة حرارة الجو إلى 40 °C، فاحسُبْ ضغطَ الغاز داخلَها.

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

$P_1 = 775\text{mm Hg}$

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

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

لاحظ أنّ حجم العلبة المعدِنيّة يبقى ثابتًا.

المطلوب: حساب P_2.

الحلّ:

تحويلُ درجات الحرارة من °C إلى K

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

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

كتابةُ القانون

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

إعادةُ ترتيب القانون لحساب P_2، ثمّ التعويض:

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

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

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

أتحقَّقُ: إذا كان ضغطُ الهواء داخلَ إطار سيّارة 1.85 atm عند 27 °C، وبعد قيادتها لمسافة معيّنة أصبح 2.2 atm، فاحسُبْ درجة حرارته، بفرض ثبات حجمه.

الربطُ بالحياة

تفقُّدُ ضغط الهواء في إطارات السيّارة

عند قيادة السيّارة لمسافة طويلة فإنّ درجة حرارة الهواء وضغطه يرتفعان داخلَ إطاراتها؛ لذلك يُنصَحُ بتفقُّدِ الضغط قبل تحريكها.

القانونُ الجامع للغازات The Combined Gas Law

يصاحبُ تغيُّرُ درجة حرارة الغاز تغيُّرًا في حجمه وضغطه معًا؛ لذلك جمعَ العلماءُ قوانينَ الغاز الثلاثة؛ بويل وشارل وجاي – لوساك، في قانون واحد سُمِّيَ **القانونَ الجامعَ للغازات The Combined Gas Law**، يصفُ العلاقةَ بين ضغط كميّة محدّدة منَ الغاز المحصور وحجمِها ودرجةِ حرارتها.

يُعَبَّرُ عنِ القانون الجامع رياضيًّا على النَّحوِ الآتي:

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

$$V \alpha T$$

ومنها $$V \alpha \frac{T}{P}$$

حيثُ k مقدارٌ ثابت $$V = k \times \frac{T}{P}$$

نعيدُ ترتيبَ المعادلة $$\frac{P \times V}{T} = k$$

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

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

المثال 4

عينةٌ مِنَ الهواء حجمها 5.0 L وضغطها 803 mmHg عند درجة حرارة 20.0 °C -. احسُبْ ضغطَها إذا سُخِّنَت حتى أصبح حجمُها 7.0 L ودرجةُ حرارتِها 97° C.

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

$$P_1 = 803 \text{ mmHg} \ , \ T_1 = -20 \text{ °C} \ , \ V_1 = 5.0 \text{L} \ , \ V_2 = 7.0 \text{ L} \ , \ T_2 = 97 \text{ °C}$$

المطلوب: حِساب P_2.

الحلّ:

تحويلُ درجات الحرارة من °C إلى K

$$T_1 = -20.0 \text{ °C} + 273 = 253 \text{ K}$$

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

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

إعادةُ ترتيب القانون لِحساب P_2، ثمّ التعويض:

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

$$P_2 = \frac{803\ mmHg \times 5.0\ L \times 370\ K}{253\ K \times 7.0\ L}$$

$$P_2 = 838.82\ mmHg$$

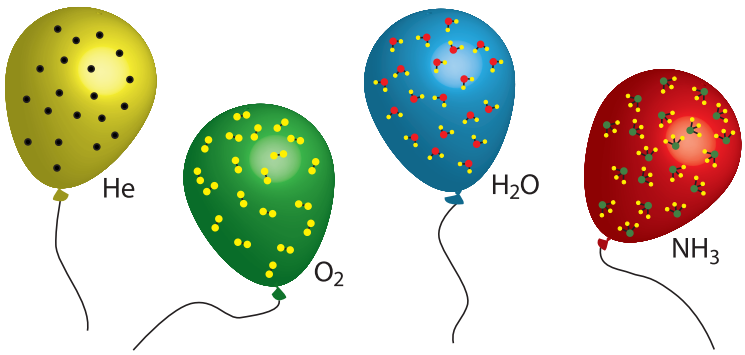
لاحظ أنّ زيادة درجة الحرارة وزيادة الحجم يُؤثران بشكل متعاكس على الضغط، وأنّ أثر زيادة درجة الحرارة هنا أكبر من زيادة الحجم فازداد الضغط.

✓ **أتحقَّقُ:** إذا علمتَ أنّ بالونًا يحتوي على 50.0 L من غاز الهيليوم عند درجة حرارة 25° C وضغط 1.08 atm، فاحسُبْ حجمَهُ عند ضغط 0.80 atm ودرجة حرارة 10.0 °C.

الربطُ بالأرصاد الجويّة

بالونات الطقس

تحملُ بالوناتُ الطقس أجهزةً خاصّة لقياس عناصر الطقس (درجات الحرارة، الرطوبة، الضغط الجويّ) في طبقات الجوّ العُليا، وما إن تُسَجِّل هذه البيانات حتى ترسلها إلى المحطّات الأرضيّة؛ ممّا يُسهِمُ في دقّة التنبّؤات الجويّة. وعندما يصلُ بالونُ الطقس إلى ارتفاع يزيدُ على 27 Km فقد ينفجرُ بسبب زيادة حجم الهواء فيه الناجم عن انخفاض الضغط الخارجيّ المؤثِّرِ في البالون. وَتُعَدُّ دائرةُ الأرصاد الجويّة الأردنيّة مسؤولةً عن إطلاق هذه البالونات؛ حيث توجدُ محطّةٌ خاصّةٌ لهذه الغاية في محافظةِ المفرق.



الشكلُ (10): تتساوى حجومُ الغازات إذا تساوى عددُ جُزيئاتها عند الظروف نفسِها.

قانونُ أفوجادرو Avogadro's Law

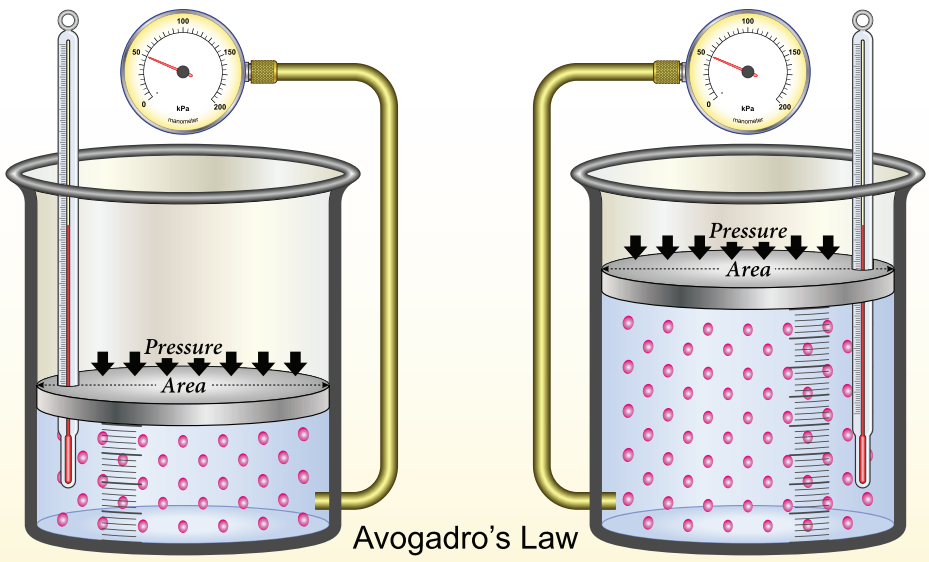
تتأثَّرُ الخصائصُ الفيزيائيّة لكميّة محدّدة منَ الغاز المحصور بثلاثة عوامل: الحجم والضغط ودرجة الحرارة . ولكن، ماذا لو تغيّرت كميّةُ الغاز؟

درسَ العالِمُ أفوجادرو العلاقةَ بين حجم الغاز وكميّته، وتوصّلَ إلى أنّ: «الحجومَ المتساوية منَ الغازات المختلفة تحتوي على العددِ نفسِهِ منَ الجُزيئات عند الظروف نفسِها منَ الضغط ودرجة الحرارة»، وهو ما يُعرفُ بقانون أفوجادرو. انظرِ الشكل (10).

الظروفُ المعياريّة للغازات: درجة حرارة (0 °C)، ضغط يساوي (1 atm).

بناءً على ما سَلَف، فإنّ مضاعفة عدد مولات الغاز يؤدّي إلى مضاعفة حجمه عند ثبات ضغطه ودرجة حرارته؛ أي أنّ «حجمَ الغاز المحصور يتناسبُ طرديًّا معَ عدد مولاته عند ثبات ضغطه ودرجة حرارته»، كما يتّضح منَ الشكل (11).

وقد توصّلَ العالِمُ أفوجادرو أيضًا إلى أنّ حجم مول واحد من أيِّ غاز يساوي (22.4 L) في الظروف المعياريّة، وهو ما يُعرفُ **بالحجم المولي للغاز Moler volume**



الشكلُ (11): العلاقةُ بين عدد مولات الغاز وحجمه.

يُعَبَّرُ عن قانون أفوجادرو رياضيًّا على النَّحوِ الآتي:

عند ثبات الضغط ودرجة الحرارة فإنّ

$V \alpha n$

حيثُ k مقدارٌ ثابت

$V = k \times n$

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

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

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

أفكّر: كيفَ يتغيَّرُ ضغطُ الغاز عند زيادة عدد مولاته معَ بقاء حجمه ودرجة حرارته ثابتين؟

تفسِّرُ نظريّةُ الحركة الجُزيئيّة العلاقةَ بين حجم الغاز وعدد مولاته؛ إذ إنّ زيادة عدد مولات الغاز تزيدُ من عدد جُسيماته، ومن ثَمَّ يزدادُ عددُ تصادماتها معَ جدار الإناء، ولكي يبقى ضغطُ الغاز ودرجةُ حرارته ثابتين فلا بُدَّ من زيادة حجمه.

المثال 5

إذا علمتَ أنّ بالونًا حجمُهُ (2.2 L) يحتوي على (0.1 mol) من غاز الهيليوم، ضُخَّت داخلَهُ كميّةٌ إضافية منَ الغاز فأصبح حجمُهُ (2.8 L)، فاحسُبْ عدد مولات الغاز فيه، بفرض ثبات ضغطه ودرجة حرارته.

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

الضغطُ ودرجة الحرارة ثابتان.

$V_1 = 2.2\ L$, $n_1 = 0.1\ mol$

$V_2 = 2.8\ L$

المطلوب: حِساب n_2.

الحلّ:

كتابةُ القانون

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

إعادةُ ترتيب القانون لِحساب n_2، ثمّ التعويض:

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

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

$n_2 = 0.127\ mol$

أتحقَّقُ: ما الحجمُ الذي يشغلُهُ 3.5 mol من غاز الكلور Cl_2 في الظروف المعياريّة؟

قانونُ الغاز المثاليّ Ideal Gas Law

يمكنُ وصفُ عينة غاز باستخدام أربع كميّات: الضغط والحجم ودرجة الحرارة وعدد المولات، وقد ربط العلماءُ المتغيّراتِ الأربعةَ السابقةَ بعلاقةٍ رياضيّة تُعرفُ بقانونِ الغاز المثاليّ Ideal Gas Law على النَّحوِ الآتي:

$$V \propto n$$

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

$$V \propto T$$

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

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

$$PV = n\,RT$$

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

تُسَمّى العلاقةُ $PV = n\,RT$ قانونَ الغاز المثاليّ.

حيثُ R: ثابت الغاز العام، ويساوي (0.082 L•atm/mol•K)

أفكّر: هل تتغيَّرُ قيمةُ ثابت الغاز العامّ إذا تغيّرتِ الوحدةُ المستخدمةُ في قياس الضغط؟ فسِّر ذلك.

المثال 6

ما الضغطُ الناجمُ عن 0.45 mol من غازٍ ما في وعاء حجمُهُ 1.5 L ودرجةُ حرارتِه 20° C؟

تحليلُ السؤال (المُعطيات) الضغطُ ودرجة الحرارة ثابتان.

$V = 1.5\ L\ ,\ ,\ n = 0.45\ mol \quad T = 293\ K$

$R = 0.082\ L•atm/mol•K$

المطلوب: حِساب P.

الحلّ:

حسابُ درجة الحرارة المُطلقة: $20 + 273 = 293\ K$

كتابةُ القانون $PV = n\,RT$

إعادةُ ترتيب القانون لِحساب P، ثمّ التعويض:

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

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

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

أتحقَّقُ: تُعَبَّأُ كراتُ التِّنِسِ بغاز النيتروجين. احسُبْ عددَ مولات الغاز في كرة حجمُها 0.15 L وضغطُ الغاز داخلَها 2.0 atm عند درجة حرارة 25°C.

يتّضحُ من دراسةِ قوانين الغازات أنّ حجمَ الغاز يزدادُ بزيادة درجة حرارته، فتقلّ كثافتُه.

من التطبيقات العمليّة على قانون الغاز المثاليّ حسابُ كثافة الغاز وتعيينُ الكتلة المولية لغاز مجهول عند درجةِ حرارةٍ وضغطٍ محدّدين.

يمكنُ التوصّلُ إلى العلاقات الرياضيّة لحساب الكثافة والكتلة المولية باتّباع الخطوات الآتية:

اعتمادًا على القوانين:

قانونُ الغاز المثاليّ: $PV = n\,RT$

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

عددُ المولات = الكتلة / الكتلة المولية ← $\text{Moles} = \frac{mass(m)}{Molar\ mass(Mr)}$

بالتعويضِ بقانون الغاز المثاليّ: $PV = \frac{m}{Mr}\,RT$

لحساب الكتلة المولية نعيدُ ترتيبَ المعادلة

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

بالتعويضِ عن $\frac{m}{V}$ ← $M_r = d \times \frac{RT}{P}$

لحساب الكثافة نعيدُ ترتيبَ المعادلة $d = M_r \times \frac{P}{RT}$

المثال 7

احسُبْ كثافةَ غاز الفلور F_2 بوحدة (g/L) عند 25 °C وضغط مقدارُهُ 0.850 atm، ثمّ احسُبْ كثافةَ غاز الكلور Cl_2 عند الظروف نفسِها.

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

$$P = 0.850\ atm\ ,\ T = 25\ °C$$

$$R = 0.082\ L•atm/mol•K$$

الكتلةُ المولّيّة molar mass(M_r) لغاز F_2 = 38 g/mol

الكتلةُ المولّيّة molar mass(M_r) لغاز Cl_2 = 71 g/mol

المطلوب:

- حسابُ كثافة غاز F_2
- حسابُ كثافة غاز Cl_2

الحلّ:

نحوِّلُ درجاتِ الحرارة من °C إلى K

$$T = 25\ °C + 273 = 298\ K$$

نكتبُ القانون

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

نعيدُ ترتيبَ المعادلة لحساب الكثافة:

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

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

إذن، كثافةُ غاز F_2

$$d = 1.32\ g/L$$

لحساب كثافة غاز Cl_2 عند درجة الحرارة والضغط السابقين:

نعوِّضُ بالقانون

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

إذن، كثافةُ غاز Cl_2

$$d = 2.46\ g/L$$

لاحظ أنّ كثافة غاز Cl_2 أكبرُ من كثافة غاز F_2؛ وذلك لأنّ كتلته المولّيّةَ أكبر؛ أي أنّ كثافة الغاز تتناسبُ طردياً معَ كتلته المولّيّة.

الربطُ بالحياة

بالوناتُ الهواء الساخن

يسخنُ الهواءُ داخلَ البالون فيتمدّدُ ويزدادُ حجمُه، ومن ثَمَّ تقلُّ كثافتُه، وعندما تصبحُ أقلَّ من كثافة الهواء المحيط به يرتفعُ إلى أعلى.

المثال 8

احسُبِ الكتلةَ المولّيّة لعينة من غازٍ كثافتُهُ (d = 2.26 g/L) عند درجة حرارة 25 °C وضغط مقدارُهُ 0.862 atm

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

P = 0.862 atm

T = 25 °C

d = 2.26 g/L

المطلوب: حسابُ الكتلة المولّيّة للغاز Mr .

الحلّ:

نحوِّلُ درجاتِ الحرارة من °C إلى K

$$T = 25\ °C + 273 = 298\ K$$

كتابةُ القانون

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

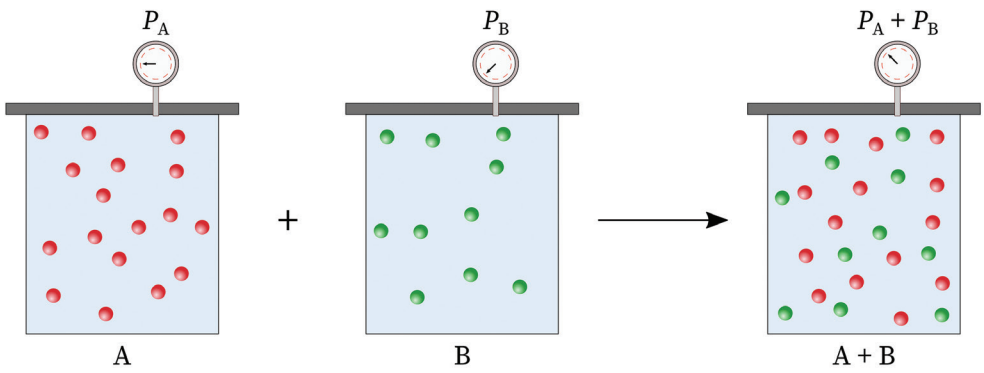
$$M_r = 2.26\ g/mol \times \frac{0.082 \frac{L \cdot atm}{mol \cdot K} \times 298K}{0.862\ atm}$$

$$M_r = 64.2\ g/mol$$

أتحقَّقُ:

١- احسُبِ الكتلةَ المولّيّة لسائل تبخّرت عينةٌ منه كتلتُها 1.28 g تمامًا داخلَ وعاء مغلق سَعَتُهُ 250 mL عند درجة حرارة 121 °C وضغط 786 mmHg.

٢- احسُبْ كثافةَ غاز الهيليوم He بوحدة (g/L) عند درجة حرارة 21 °C وضغط مقدارُهُ 750 mmHg.



الشكلُ (12): الضغطُ الكليّ للغازين A و B يساوي مجموعَ ضغط كلٍّ منهما.

قانونُ دالتون للضغوط الجزئيّة
Dalton's Law Of Partial Pressures

تختلطُ الغازاتُ بسهولة، وما الرائحةُ التي نشمُّها للطعام عند نُضجه إلّا دليلًا على اختلاط أبخرته بالهواء داخلَ المنزل. وَيُفَسَّرُ اختلاطُ الغازات وَفقَ نظريّة الحركة الجُزيئيّة بأنّ جُسيمات الغاز متباعدةٌ جدًّا وفي حركة مستمرّة وسريعة وعشوائيّة؛ ممّا يجعلُها تتحرّكُ وتنتشرُ في الفراغات بين جُسيمات بعضها بعضًا مكوّنةً خليطًا منَ الغازات.

درسَ العالِمُ دالتون الضغطَ الناجمَ عن خليط مكوّن من عدّة غازات لا تتفاعلُ معَ بعضها داخلَ إناء واحد، ويوضّحُ الشكل (12) أنّ الغازين A و B في وعائين منفصلين لهما الحجمُ نفسُهُ عند درجةِ الحرارة نفسِها، ولكلٍّ غاز ضغطٌ خاصٌّ به، ناجمٌ عن حركة جُسيماته المستمرّة والعشوائيّة وتصادمِها معَ جدار الإناء الموجودة فيه، وعدد جُسيمات الغاز A أكبرُ منها للغاز B، ومن ثَمَّ فإنّ ضغطَهُ أكبر، وعند جمع الغازين في وعاء واحد له الحجمُ نفسُهُ وعند درجة الحرارة نفسِها تستمرُّ حركةُ جُسيمات كلِّ غاز ويستمرُّ تصادمُها معَ جدار الأناء كما لو كانت وحدَها فيه. وعليه، فإنّ لكلّ غاز ضغطًا مساويًا لضغطه وهو منفرد، أمّا الضغطُ الجديد داخلَ الإناء فناجمٌ عن الغازين معًا ويساوي مجموعَ ضغطيهما.

يُسَمّى الضغطُ الذي يؤثِّرُ به الغازُ في خليطٍ منَ الغازات غيرِ المتفاعلة الضغطَ الجُزئيَّ للغاز.

توصّلَ العالِمُ دالتون إلى العلاقةِ بين الضغطِ الكليّ لخليط منَ الغازات التي لا تتفاعلُ معَ بعضها والضغطِ الجُزئيّ للغازات المكوّنةِ للخليط، أطلقَ عليها **قانونَ دالتون للضغوط الجُزئيّة** ، **Dalton's Law Of Partial Pressures** وينصّ على أنّ: «الضغطَ الكليَّ لخليطٍ منَ الغازات التي لا تتفاعلُ معَ بعضها يساوي مجموعَ الضغوط الجُزئيّة لجميع مكوّنات الخليط».

يُعَبَّرُعن قانون دالتون رياضيًّا على النَّحوِ الآتي:

$PT = PA + PB + PC + \ldots\ldots\ldots$

حيثُ PT: الضغطُ الكليّ لخليط الغازات، PA: الضغط الجُزئيّ للغاز A، P_B: الضغط الجُزئيّ للغاز B ، P_C: الضغط الجُزئيّ للغاز C.

المثال 9

احسُبِ الضغطَ الكليَّ لخليط منَ الغازات مكوّن من غاز النيتروجين الذي ضغطُهُ الجُزئيّ (0.247 atm)، وغاز الأكسجين الذي ضغطُهُ الجُزئي (0.346 atm)، وغاز ثاني أكسيد الكربون الذي ضغطُهُ الجُزئيّ (0.444atm).

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

الضغطُ الجُزئيّ لغاز N_2 $= (P_{N_2})$ 0.247 atm

الضغطُ الجُزئيّ لغاز O_2 $= (P_{O_2})$ 346 atm

الضغطُ الجُزئيّ لغاز CO_2 $= (P_{CO_2})$ 0.444 atm

المطلوب: حسابُ الضغط الكليّ للخليط P_T.

الحل:

نكتبُ قانونَ دالتون

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

نعوّض:

$$P_T = 0.247\ atm + 0.346\ atm + 0.444\ atm$$

$$P_T = 1.037 atm$$

المثال 10

احسُبِ الضغطَ الكليَّ لخليط منَ الغازات مكوّن من 0.02 mol من غاز الهيليوم He، و 0.01 mol من غاز الهيدروجين H2، في وعاء حجمُهُ 5.0 L ودرجةُ حرارته 10 °C.

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

عددُ مولات He $(n_{He} = 0.02\ mol)$

عددُ مولات H_2 $(n_{H2} = 0.01\ mol)$

الحجمُ $(V = 5.0\ L)$

درجةُ الحرارة $(10\ °C)$

المطلوب: حسابُ الضغط الكليّ للخليط PT.

الحلّ:

نحوِّلُ درجاتِ الحرارة من °C إلى K

$$T = 10\ °C + 273 = 283\ K$$

نلاحظُ أنّ الضغوط الجُزئيّة للغازين غيرُ معطاة؛ لذلك سنحسُبُها اعتمادًا على المُعطيات.

نحسُبُ ضغطَ الغاز باستخدام قانون الغاز المثاليّ

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

$$P_{He} = \frac{o.o2\ mol \times 0.0821\ atm{\bullet}L/mol{\bullet}K \times 283\ K}{5.0L}$$

الضغطُ الجُزئيّ لغاز He $\quad P_{He} = 0.0929\ atm$

$$P_{H2} = \frac{o.o1\ mol \times 0.0821\ atm{\bullet}L/mol{\bullet}K \times 283\ K}{5.0L}$$

الضغطُ الجُزئيّ لغاز H_2 $\quad P_{H2} = 0.0465\ atm$

$$P_T = P_{H2} + P_{He}$$

$$P_T = 0.0929\ atm + 0.0465\ atm$$

$$P_T = 0.1394\ atm$$

✓ **أتحقَّقُ:** إذا علمتَ أنّ 2.0 L من غاز النيتروجين N_2 ضغطُهُ 0.395 atm و 2.0 L من غاز الهيدروجين H_2 ضغطُهُ 0.11 atm خُلِطَت في وعاء واحد حجمُهُ 1.0 L، فاحسُبِ الضغطَ الكليَّ للخليط.

قانونُ جراهام للانتشار والتدفُّق

Graham's Law of Diffusion and Effusion

تنتشرُ رائحةُ العطور في أرجاء المنزل عند رشِّها، فما تفسيرُ ذلك؟

تتميّزُ الغازاتُ بالعديد منَ الخصائص الفيزيائيّة، منها الانتشارُ والتدفُّق، وَيُعَرَّفُ **الانتشارُ Diffusion** عمليّةُ الاختلاط التدريجيّ للغازات معَ بعضها نتيجةَ انتقالها منَ المنطقة الأعلى تركيزًا إلى المنطقة الأقلّ تركيزًا، وينسجمُ ذلك معَ نظريّة الحركة الجُزيئيّة؛ إذ تحدثُ عمليّةُ الانتشار لأنّ جُزيئاتِ الغاز متباعدةٌ وفي حركة مستمرّة وسريعة وعشوائيّة؛ ممّا يسمحُ لها بالاختلاط بغيرها منَ الغازات. ويوضّحُ الشكل (13) عمليّةَ انتشار بخار البروم واختلاطِهِ معَ الهواء داخلَ الدَّورق.

وَيُعَرَّفُ التدفُّقُ Effusion بأنّه تسرُّبُ الغاز المضغوط من فتحة صغيرة في جدار الإناء الموجود فيه، كتسرُّبِهِ من محبسِهِ في المدفأة، وتسرُّبِ الهواء من عجل السيّارة نتيجةَ اختراقِهِ بواسطة مِسمار مثلًا.

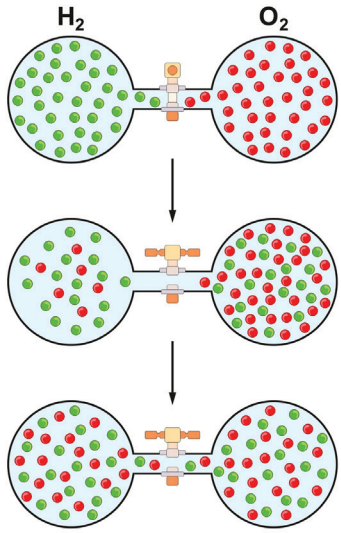
الشكلُ (13): انتشارُ بخار البروم لِيَملأَ الدَّورق.

درسَ العالِمُ جراهام انتشارَ الغازات وتدفُّقَها، ولاحظ أنّ الغازاتِ ذاتَ الكتلة المولية الأقلّ أسرعُ انتشارًا (تدفُّقًا) منَ الغازات ذاتِ الكتلة المولّيّة الأكبر.

وتوصّلَ إلى أنّ «معدّلَ سرعة انتشار (تدفُّق) الغاز يتناسبُ عكسيًّا معَ الجذر التربيعيّ لكتلته المولّيّة»، وهو ما يُعرَفُ **بقانون جراهام للانتشار والتدفُّق Graham's Law Of Diffusion and Effusion.**

ولتوضيح ذلك، انظر إلى الشكل (14)، الذي يبيّنُ انتشارَ غازي الهيدروجين والأكسجين، ويتّضحُ منه أنه: عند فتح الصمّام بين الغازين تنتشرُ جُزيئاتُ غاز الهيدروجين أسرعَ من جُزيئات غاز الأكسجين؛ حيث ينتقلُ عددٌ أكبرُ من جُزيئات غاز الهيدروجين عبرَ الصمّام مقارنةً بعدد جُزيئات غاز الأكسجين، التي تنتقلُ بالاتجاه الآخر، ومعَ الوقت يختلطُ الغازان تمامًا.

يُعَبَّرُ عن قانون غراهام رياضيًّا كنسبةٍ بين سرعة انتشار غازين على النَّحوِ الآتي:



الشكلُ (14): سرعةُ انتشار غاز الهيدروجين أكبرُ منها لغاز الأكسجين.

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

$$\frac{Rate_A}{Rate_B} = \sqrt{\frac{M_{r\,B}}{M_{r\,A}}}$$

المثال 11

احسُبِ النسبةَ بين سرعة تدفُّق غاز الهيليوم (He) إلى غاز النيتروجين N_2، عند الظروف نفسِها.

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

الكتلةُ المولية لـ He $M_{r\,He} = 4\ g/mol$

الكتلةُ المولية لـ N2 $M_{r\,N2} = 28\ g/mol$

المطلوب: حسابُ النسبة بين سرعة انتشار الغازين.

الحلّ:

كتابةُ القانون

$$\frac{Rate\ He}{Rate\ N2} = \sqrt{\frac{Mr\ N2}{Mr\ He}}$$

$$\frac{Rate\ He}{Rate\ N2} = \sqrt{\frac{28}{4}}$$

التعويض

$$\frac{Rate\ He}{Rate\ N2} = \sqrt{7} = 2.7$$

$$Rate\ He = 2.7\ Rate\ N_2$$

✓ **أتحقَّقُ:** ما نسبةُ سرعة انتشار غاز الهيدروجين H_2 إلى سرعة انتشار غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 عند الظروف نفسِها؟

الربطُ بالحياة

الثيولات

تضافُ كميّاتٌ قليلةٌ من مركّبات الثيول R-SH (مركّبات عضويّة كبريتيّة) ذاتُ رائحة نفّاذة إلى غاز الطبخ المكوّن من غازي البروبان والبيوتان عديمي الرائحة؛ وذلك للكشف عن أيِّ تسرُّبٍ مُحتملٍ للغاز.

التجربةُ 2

قابليّةُ الغازات للانتشار

الموادُّ والأدوات:

أنبوب زجاجي مفتوح الطرفين، حامل وماسك، قطعتان صغيرتان منَ القطن، محلول حِمض HCl تركيزُه (6 mol\L)، محلول الأمونيا NH_3 مركّز، سدادتان منَ الفِلّين، مِلقط.

إرشاداتُ السلامة:

أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامة في المختبر.

أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازاتِ والكمامة.

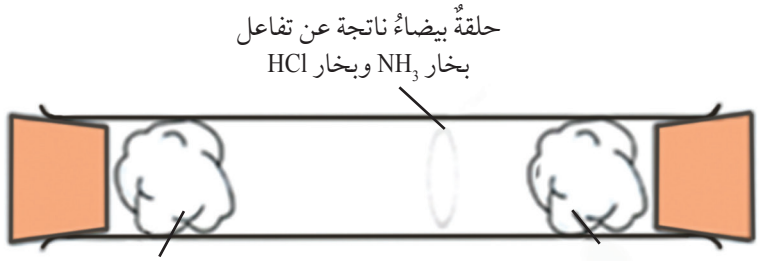
أحذرُ من تذوّقِ محلول حِمض الهيدروكلوريك أو محلول الأمونيا أو لمسِها بيديّ.

خطواتُ العمل:

1- أُثَبِّتُ الأنبوبَ الزجاجي أفقيًّا على الحامل مستعملا الماسك.

2- أُبَلِّلُ إحدى قطعتي القطن بمحلول حِمض HCl، والأخرى بمحلول NH_3.

3- أضعُ إحدى قطعتي القطن المبللتين في الطرف الأيمن للأنبوب والأخرى في الطرف الأيسر، وأُغلقُ كلَّ طرف بالسدادة، كما في االشكل.



4- أُلاحِظُ ما يحدثُ داخلَ الأنبوب. هل تكوّنت حلقةٌ بيضاءُ داخلَه؟

5- أُصف موقعَ تكوُّنِ الحلقة داخلَ الأنبوب بالنسبة إلى كلٍّ منَ قطعتي القطن.

التحليلُ والاستنتاج:

1- أُفَسِّرُ ما حدثَ باستخدم معادلة كيميائيّة تُعَبِّرُ عنِ التفاعل الحادث.

2- أستنتجُ أيَّ الغازين أسرعُ انتشارًا.

مراجعةُ الدرس

1 - **الفكرةُ الرئيسة:** ما المقصودُ بكلٍّ ممّا يأتي:

- الغاز المثاليّ.
- الضغط الجُزئيّ للغاز.
- التدفُّق.

2 - أُفَسِّرُ: تتشابَهُ الغازاتُ في خصائصها الفيزيائيّة.

3 - **أُقارِنُ:** أُحَدِّدُ الغازَ الأسرعَ انتشارًا: النيتروجين N_2 أم الآرغون Ar.

4 - **أصِفُ:** عينةٌ من غاز الهيدروجين H_2 في الظروف المعياريّة، نُقلت إلى وعاء أصغرَ حجمًا عند درجة الحرارة نفسِها، فما التغيُّرُ الذي يحدثُ لكلٍّ من:

- متوسطِ الطاقة الحركيّة لِجُزيئات H_2.
- عددِ التصادمات الكليّة لِجُزيئات غاز H_2 خلالَ وحدة الزمن.
- ضغطِ غاز H_2.

5 - **أُفَسِّرُ:** استخدمَ أحدُ الطلبة البيانات الآتية $V_1 = 752\ mL$ ، $T_1 = 75\ °C$ ، $T_2 = -15\ °C$ لحساب V_2 لأحد الغازات، وكانت إجابته $V_2 = -150.4\ mL$. ما الخطأُ الذي ارتكبَهُ الطالبُ خلالَ حسابه قيمة V_2؟

6 - **أحسُبُ** إذا علمتَ أنّ بالونًا مملوءًا بغاز الهيليوم حجمُهُ 300 mL عند ضغط 1 atm، ارتفعَ إلى أعلى بحيثُ أصبح الضغط 0.63 atm، فاحسُبِ حجمَهُ الجديدَ بفرض بقاء درجة الحرارة ثابتة.

7 - **أحسُبُ** عينةٌ من غاز حجمُها 3.5 L عند درجة حرارة 20 °C وضغط 0.86 atm، احسُبْ درجة حرارتها إذا سُمِحَ لها بالتمدُّدِ حتى أصبح حجمُها 8.0 L عند ضغط 0.56 atm.

8 - **أحسُبُ** أنتج تفاعلٌ ما 5.67 g من غاز CO_2. احسُب حجمَ الغاز عند درجة حرارة 23 °C وضغط يساوي 0.985 atm.

9 - **أحسُبُ** كثافةَ غاز كبريتيد الهيدروجين H_2S بوحدة g/L عند درجة حرارة 56 °C وضغط يساوي 967 mmHg.

10 - **أحسُبُ** الضغطَ الكليَّ لخليط مكوّن من 6.0 g من غاز الأكسجين O_2 و 9.0 g من غاز الميثان CH_4 في وعاء حجمُهُ 15 L وعند درجة حرارة 0 °C.

11 - **أحسُبُ** الكتلةَ المولّيّة لغاز مجهول ثنائيّ الذرّة يتدفّقُ بمعدّل 0.6713 من معدل سرعة تدفُّق O_2 عند درجة الحرارة نفسِها.

12 - **أحسُبُ** بالونٌ حجمُهُ 2400 L مملوءٌ بغاز الهيليوم He عند ضغط يساوي 1 atm ودرجة حرارة 27 °C، ارتفع إلى أعلى حيثُ درجة الحرارة 23- °C، ولكي يبقى حجمُهُ ثابتًا جرى التخلُّصُ من 80 g مِنَ الهيليوم. احسُبْ ضغطَ الغاز في البالون بعد ارتفاعه إلى أعلى.

الفكرةُ الرئيسة :

تمتازُ السوائلُ بخصائصَ محدّدةٍ تعتمدُ على قوى التجاذب بين جزيئاتها.

نتاجاتُ التعلُّم :

- أوضِّحُ المقصودَ بالمفاهيم: تبخّر، تكاثف، ضغط بخاري، درجة الغليان.
- أستنتجُ العواملَ التي تؤثِّرُ في خصائص المادة في الحالة السائلة.

المفاهيمُ والمصطلحات :

المائعُ	Fluid
التبخُّرُ	Evaporation
طاقةُ التبخّر المولية	Molar Evaporation Energy
التكاثفُ	Condensation
طاقةُ التكاثف المولية	Molar Condensation Energy
الضغطُ البخاريّ	Vapor Pressure
درجةُ الغليان	Boiling Point

بعضُ الخصائص الفيزيائيّة للسوائل

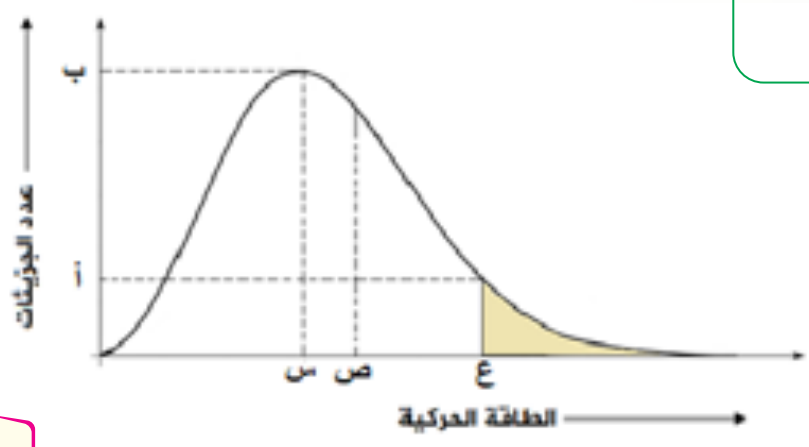
يوصفُ السائلُ بأنه مادّةٌ ذاتُ حجم ثابت وتأخذُ شكلَ الإناء الذي توضعُ فيه، ويمكنُ فهمُ خصائص السوائل اعتمادًا على حركة جُزيئاتها وقوى التجاذب بينها، فَجُزيئاتُها في حركة مستمرّة وعشوائيّة كالغازات، وهذا سببُ تسميةِ السوائل والغازات بالموائع؛ **فالمائع Fluid** هو المادّةُ التي لها القدرةُ على الجريان أو الانسياب، وتأخذُ شكلَ الإناء الموجودة فيه. وتترابطُ جُزيئاتُ السائل بقوى تجاذب ضعيفة نسبيًّا، إمّا روابطُ هيدروجينيّة أو قوى تجاذب ثنائيّة القطب أو قوى لندن، تجعلُها أكثرَ تقاربًا من جُسيمات الغاز وطاقتها الحركية أقلّ، وهذا التقاربُ يجعلُها غيرَ قابلة للانضغاط، كما تكون كثافتُها أكبرَ من كثافة الغازات. وفي ما يأتي أهمُّ خصائص السوائل.

التبخُّرُ Evaporation

تتبخَّرُ مياهُ المسطحات المائيّة دونَ أن تغلي، فكيف يحدثُ ذلك؟

تُعَرَّفُ عمليّةُ **التبخُّر Evaporation** بأنّها تحوُّلُ المادّة منَ الحالة السائلة إلى الحالة الغازيّة، وحتى تحدث هذه العمليّة فيجب أن تكون الطاقةُ الحركيّة لبعض الجُزيئات كافيةً للتغلّب على قوى التجاذب بينها وبين الجُزيئات المحيطة بها، فتفلت من سطح السائل إلى الحالة الغازيّة.

يوضِّحُ الشكل (15) منحنى ماكسويل – بولتزمان، الذي يوضِّحُ توزيعَ الطاقة الحركيّة لِجُزيئات السائل عند درجة حرارة معيّنة؛ حيث تمثِّلُ الرموزُ (س، ب، ص، ع، أ) ما يأتي:



الشكلُ (15): منحنى ماكسويل – بولتزمان لتوزيع الطاقة الحركيّة لِجُزيئات السائل عند درجة حرارة معيّنة.

س : الطاقةُ الحركيّة التي يمتلكها أكبرُ عدد من جُزيئاتُ السائل.

ب : عددُ الجُزيئات التي تمتلكُ الطاقةَ الحركيّة س.

ص : متوسطُ الطاقة الحركيّة للجُزيئات.

ع : الحدُّ الأدنى منَ الطاقة اللازمة للتغلّب على قوى التجاذب بين جُزيئات السائل، فيتحوّل للحالة الغازيّة (يتبخّر).

أ : عددُ الجُزيئات التي تمتلكُ الطاقةَ ع أو الحدَّ الأدنى منَ الطاقة اللازمة للتغلّب على قوى التجاذب بين جزيئات السائل فيتبخّر.

أمّا المنطقة المظلّلةُ فتمثّلُ الجُزيئاتِ التي تمتلكُ طاقةً كافية للتبخّر.

أُلاحظُ منَ المنحنى أنّ معظم جُزيئات السائل لا تمتلكُ الحدَّ الأدنى منَ الطاقة اللازمة للتغلّب على قوى التجاذب بين الجُزيئات؛ أي اللازمة للتبخُّر، ولكنْ نتيجةَ الحركة الدائمة والمستمرّة والتصادمات المَرِنة بين جزيئات السائل تزدادُ طاقةُ بعضِ الجُزيئاتِ الحركيّةُ، فتصبح كافيةً للتغلّب على قوى التجاذب التي تربطها معَ الجُزيئات المحيطة بها، فتفلت من سطح السائل؛ أي تتبخّر دون أن تكون درجةُ الحرارة مساويةً لدرجة الغليان.

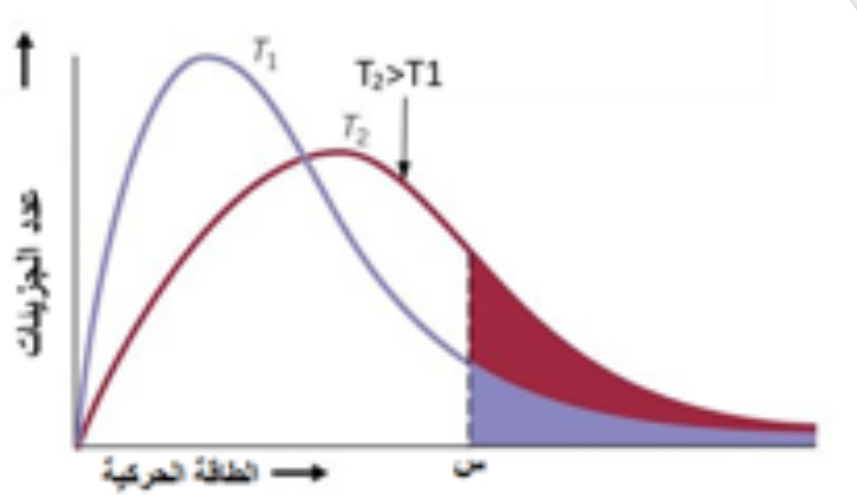
وَيُفَسِّرُ هذا أنّ عمليّة التبخُّر تحدثُ عند أيّ درجة حرارة؛ نظرًا إلى وجود جُزيئات تمتلكُ حدًّا أدنى منَ الطاقة اللازمة للتبخُّر في أيّ لحظة.

العواملُ المؤثّرة في سرعة التبخُّر

تختلفُ السوائلُ في سرعة تبخُّرها اعتمادًا على قوى التجاذب بين جُزيئاتها عند ثبات درجة الحرارة، ويبيّنُ الجدول (1) نوعَ قوى التجاذب بين جُزيئات سائلين؛ كحول الإيثانول والأسيتون، ومقارنةً بين سرعة تبخُّرهما.

الجدول (1): أثرُ قوى التجاذب بين جُزيئات السائل في سرعة تبخُّره.

المادّة	نوعُ قوى الترابط بين جُزيئاتها في الحالة السائلة	الحدُّ الأدنى منَ الطاقة اللازمة للتبخُّر	سرعةُ التبخُّر
كحول الإيثانول CH_3CH_2OH (مُطَهِّرٌ للجروح)	الروابط الهيدروجينيّة	أكبر	أقلّ سرعة
الأسيتون CH_3COCH_3 (مزيلُ طِلاء الأظافر)	قوى التجاذب ثنائيّة القطب	أقلّ	أسرع



الشكلُ (16): منحنى ماكسويل – بولتزمان لتوزيع الطاقة الحركيّة للجُزيئات عند درجتي حرارة T_1 و T_2.

لاحظ أنّ جُزيئاتِ كحول الأيثانول ترتبطُ بروابطَ هيروجينيّة، وهي قويّةٌ نسبيًّا مقارنةً بقوى التجاذب ثنائيّة القطب بين جُزيئات الأسيتون، ومن ثَمَّ فإنّ الحدَّ الأدنى منَ الطاقة اللازمة لتبخُّر الأسيتون أقلّ؛ لذلك يتبخَّر أسرع، أمّا الإيثانول فإنّ الحدَّ الأدنى منَ الطاقة اللازمة لتبخُّره أكبر؛ لذلك تكون سرعة تبخُّره أقلّ. هذا يعني أنه كلّما كانت قوى التجاذب بين جُزيئات السائل أقوى كان الحدُّ الأدنى منَ الطاقة اللازمة لتبخُّره أكبرَ وسرعة تبخُّره أقلّ.

هناك عاملٌ آخَرُ يؤثِّرُ في سرعة التبخُّر، هو درجةُ الحرارة. ولتفسير ذلك، يُستخدَمُ منحنى ماكسويل – بولتزمان لتوزيع الطاقة الحركيّة لِجُزيئات السائل عند درجتي حرارة T_1 و T_2 حيث $T_2 > T_1$، ويمثِّلُ الرمزُ (س) الحدَّ الأدنى منَ الطاقة اللازمة للتبخُّر، كما هو مبيَّنٌ في الشكل (16). وعند مقارنة المِساحة المظلّلة تحت المنحنيين، نجد أنّ عدد الجُزيئات التي تمتلكُ الطاقة اللازمة للتبخُّر عند درجة حرارة T_2 أكبرُ منها عند T_1.

تفسيرُ ذلك أنّ زيادة درجة الحرارة تزيدُ منَ الطاقة الحركيّة للجُزيئات وتزيدُ من عدد التصادمات بينها، فيزدادُ عددُ الجُزيئات التي تمتلكُ الحدَّ الأدنى منَ الطاقة اللازمة للتبخُّر وتزدادُ سرعة التبخُّر.

تُسَمّى كميّةُ الطاقة اللازمة لتحويل مول واحد منَ المادّة منَ الحالة السائلة إلى الحالة الغازيّة عند درجة الحرارة نفسِها «**طاقةَ التبخُّر المولية Molar Evaporation Energy**".

ويمكن تمثيلُ عملية تبخُّر مول من الماء بالمعادلة:

$$H_2O_{(l)} + 40.7kJ/mol \rightarrow H_2O_{(g)}$$

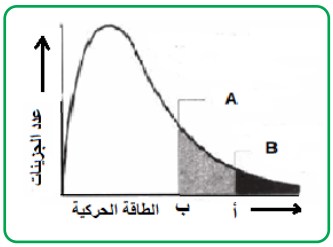
تمثِّلُ الطاقةُ في المعادلة طاقةَ التبخُّر المولية للماء، ويتميّزُ الماءُ بارتفاع طاقة تبخُّره المولية مقارنةً بغيره منَ السوائل.

أتحقَّقُ:

١- ما العلاقةُ بين طاقة التبخُّر المولية للسائل وقوى التجاذب بين جُزيئاته؟

٢- أُرَتِّبُ السوائلَ الآتية تصاعديًّا تبعًا لتزايد سرعة تبخُّرها:

CH_3CH_3 , CH_3OH , CH_3Cl



الربطُ بالحياة

صناعةُ القهوةِ سريعةِ الذوبان

للحصول على بلّورات القهوة سريعةِ الذوبان تُجَفَّفُ القهوةُ السائلة بطريقتين، هما: التجفيفُ بالرَّشّ والتجفيفُ بالتجميد. في الأولى، تُرَشُّ القهوةُ السائلةُ المُرَكَّزَةُ كرذاذٍ خفيفٍ في هواءٍ شديدِ الحرارة والجفاف (نحوَ 250°C)؛ إذ يعملُ الرَّذاذُ على زيادة مِساحة السطح المُعَرَّضِ للتبخُّر على نحوٍ كبير، فيتبخَّرُ الماءُ بسرعة تاركًا حُبيباتٍ مِنَ القهوةِ سريعة الذوبان. أمّا التجفيفُ بالتجميد، فَتُبَرَّدُ فيه القهوةُ السائلةُ المُرَكَّزَةُ على مرحلتين إلى درجة حرارة حوالي (-40°C)، فَتَتَشَكَّلُ ألواحٌ مِنَ القهوةِ المُجمّدة يجري تكسيرُها إلى حُبيبات ثمّ إرسالُها إلى وِحدة التجفيف المُفَرَّغَةِ مِنَ الهواء؛ حيثُ يتسامى الجليدُ على درجة حرارة منخفضة تاركًا حُبيباتٍ مِنَ القهوة سريعة الذوبان.

التكاثفُ Condensation

تُسَمّى عمليّةُ تحوُّلِ المادّة مِنَ الحالة الغازيّة إلى الحالة السائلة **التكاثفَ Condensation**، وتحدثُ عندما تنخفضُ درجةُ حرارة البخار فتقلُّ الطاقةُ الحركيّة لِجُزيئاته وتقلُّ سرعتُها، وعندما تتقاربُ للحدِّ الكافي تتجاذبُ حَسَبَ نوع قوى التجاذب بينها متحوّلةً إلى الحالة السائلة. وينجمُ عن عمليّة التكاثف تحرُّرُ كميّةٍ منَ الطاقة مساويةٍ لكميّة الطاقة المُمتصّة عند التبخُّر، وَتُسَمّى كميّةُ الطاقة الناتجةِ من تكاثف مول واحد من بخار المادّة منَ الحالة الغازيّة إلى الحالة السائلة عند درجة الحرارة نفسِها **طاقة التكاثف الموليّة Molar Condensation Energy.**

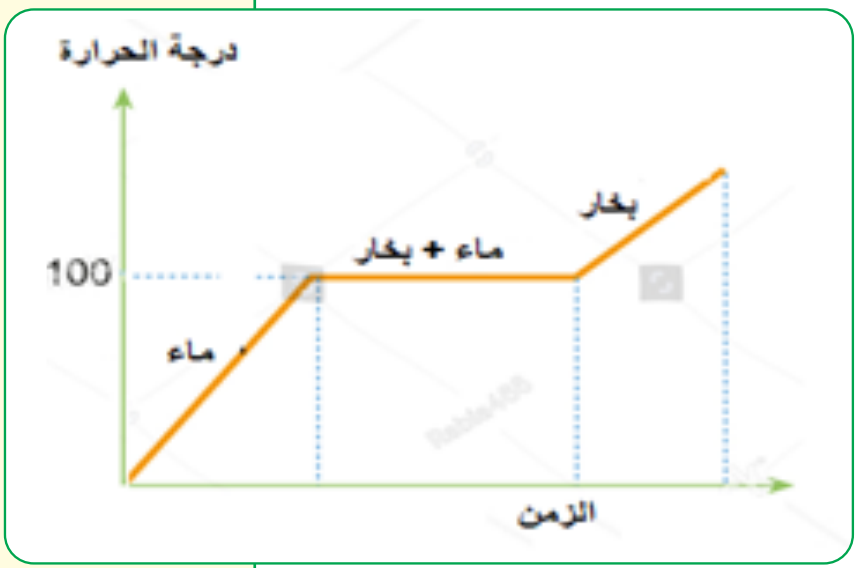
ويمكن التعبيرُ عن عمليّة تكاثف مول من بخار الماء بالمعادلة:

$$H_2O(g) \rightarrow H_2O_{(l)} + 40.7\ kJ/mol$$

ألاحظُ أنّ طاقة التبخُّر الموليّة للماء تساوي طاقة تكاثفه الموليّة، وأنّ عمليّة التبخُّر ماصّةٌ للطاقة وعمليّة التكاثف طاردةٌ لها.

✓ **أتحقَّقُ:** ما شروطُ حدوثِ عمليّة التكاثف؟

أفكِّر: أفكّر: أُفَسِّرُ، مستعينًا بالشكل الآتي:
الحروق الناجمة عن بخار الماء أشدّ من تلك الناجمة عن الماء الساخن عند 100 °C.

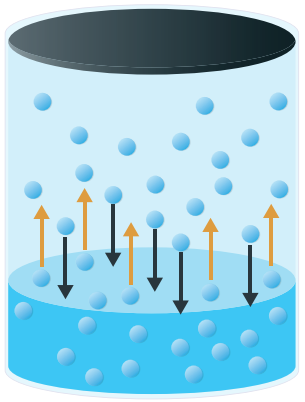


الضغطُ البخاريّ Vapor Pressure

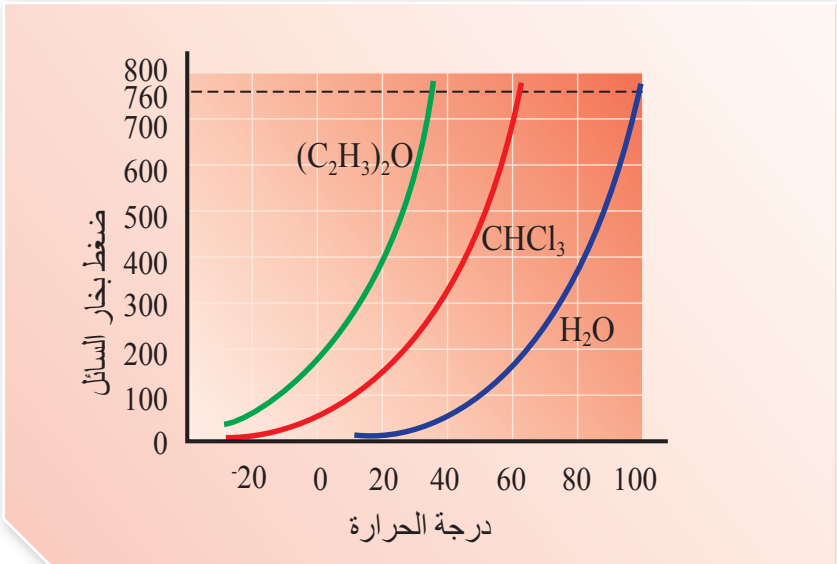
عند وضع سائل في وعاء مكشوف فإنه يستمرُّ بالتبخُّر، ولكنْ ماذا لو كان الوعاءُ مغلقًا؟

عند وضع السائل في وعاء مغلق فإنّه يبدأ بالتبخُّر بحيث تفلتُ من سطحه الجُزيئاتُ ذاتُ الطاقة الحركيّة العالية. وتحدثُ عمليّةُ التبخُّر بمعدّل ثابت عند درجة حرارة معيّنة، وبمرور الوقت يزدادُ عددُ جُزيئات بخار السائل داخلَ الوعاء ويزدادُ تصادمُها معَ بعضها ومعَ جدار الإناء وسطح السائل، وتفقدُ نتيجةَ ذلك بعضُ الجُزيئات جزءًا من طاقتها الحركيّة خلالَ تلك التصادمات فتتكاثف، وبمرور الوقت يزدادُ عددُ الجُزيئات المتكاثفة حتى يصبح مساويًا لعدد الجُزيئات المتبخّرة خلالَ وحدة الزمن؛ أي أنّ معدّل سرعة التبخُّر يساوي معدّل سرعة التكاثف، كما يوضِّحُ الشكل (17)، وَيُوصَفُ هذا الوضعُ بأنه حالةُ اتّزان ديناميكيّ بين السائل وبخاره، يثبتُ عندها ضغطُ بخار السائل، وَيُسَمّى الضغطُ الناجمُ عن جُزيئات بخار السائل والمؤثِّرُ في سطحه عند الاتّزان عند درجة حرارة معيّنة **الضغطَ البخاريّ Vapor Pressure** للسائل.

يتأثَّرُ الضغطُ البخاريّ للسائل بدرجة الحرارة وقوى التجاذب بين جزيئاته، ويبيِّنُ الشكل (18) تغيُّرَ الضغط البخاريّ لثلاثة سوائل: ثنائي إيثل إيثر وثلاثي كلوروميثان والماء، مع زيادة درجة الحرارة. أُلاحظُ أنه كلّما ازدادت درجة الحرارة ازدادَ الضغطُ البخاريُّ للسائل.



الشكلُ (17): الضغطُ البخاريّ للسائل هو ضغطُ بخار السائل عند الاتزان؛ حيث معدّلُ سرعة تبخُّر السائل = معدّل سرعة تكاثف بخاره.



الشكلُ (18): أثرُ درجة الحرارة في الضغط البخاريّ لعدد منَ السوائل.

الجدول (2): أثرُ قوى التجاذب بين جُزيئات السائل في ضغطه البخاريّ.

المادّة		الضغط البخاريّ عند 20° C (mmHg)	نوع قوى التجاذب بين جُزيئات السائل
الماء	H_2O	20	روابط هيدروجينية
ثلاثي كلورو ميثان	$CHCl_3$	150	ثنائية القطب
ثنائي إيثل إيثر	$(C_2H_5)_2O$	400	ثنائية القطب

ولمعرفة أثر قوى التجاذب بين جُزيئات السائل في ضغطه البخاريّ، أُلاحظُ قِيَمَ الضغط البخاريّ للسوائل الثلاثة عند درجة الحرارة نفسِها ونوعَ قوى التجاذب بين جُزيئات كلّ سائل. انظرِ الجدول (2).

أُلاحظُ أنه كلّما كانت قوى التجاذب بين جُزيئات السائل أقوى قلَّ ضغطُهُ البخاريّ، فالضغطُ البخاريّ للماء ذي الروابط الهيدروجينيّة الأقوى هو الأقلّ، بينما الضغطُ البخاريّ لثنائي إيثل إيثر الذي تترابطُ جُزيئاتُهُ بقوى تجاذب ثنائيّة القطب الأضعف هو الأعلى.

أي أنّه كلّما ازدادت قوى التجاذب بين جُزيئات السائل قلَّ ضغطُهُ البخاريّ عند درجة حرارة معيّنة.

أُفكِّر: أُفَسِّرُ تزايدَ الضغط البخاريّ للسائل بزيادة درجة حرارته.

أُرَتِّبُ السوائلَ الآتية حَسَبَ تزايد ضغطها البخاريّ عند درجة الحرارة نفسِها:

CH_3CH_3 , CH_3OH , CH_3F

أتحقَّقُ: مستعينًا بالشكل (18)، أُحَدِّدُ الضغطَ البخاريَّ لكلٍّ من ثلاثي كلوروميثان والماء عند درجة حرارة 50 °C، وَأُقارنُها بقيمة ضغطه البخاريّ الواردة في الجدول (2). ماذا أستنتج؟

درجةُ الغليان Boiling Point

عند تسخين السائل تزدادُ الطاقةُ الحركيّة لِجُزيئاته ويزدادُ عددُ الجُزيئات التي تمتلك طاقةً كافية للتبخُّر فتزدادُ سرعةُ تبخُّره، وعندما تصبحُ الطاقةُ التي تمتلكُها الجُزيئاتُ في جميع أجزاء السائل كافيةً لتبخُّره يبدأُ السائلُ بالغليان، وتتكوّنُ فقاعاتٌ كثيرة في جميع أجزائه وترتفعُ إلى سطحه وتغادرُه؛ أي تنتقلُ إلى الحالة الغازيّة، عند ذلك يكونُ ضغطُهُ البخاريُّ مساويًا للضغط الواقع عليه؛ لأنّه لو كان أقلَّ منه لانفجرتِ الفقاعاتُ قبل وصولها إلى السطح، وَتُسَمّى درجةُ الحرارة عند ذلك **درجةَ غليان السائل Boiling Point.** ويمكنُ جعلُ السائل يغلي عند أيّ درجة حرارة، وذلك من خلال التحكّم في الضغط المؤثِّر في سطحه.

يوضِّحُ الجدول (3) الضغطَ البخاريَّ للماء عند درجات حرارة مختلفة.

أمّا درجةُ الحرارة التي يصبح عندها الضغطُ البخاريّ للسائل مساويًا للضغط الجويّ (1atm, 760 mmHg)، فَتُسَمّى **درجةَ الغليان العاديّة Normal Boiling Point**، وتعتمدُ درجةُ غليان السائل على قوى التجاذب بين جُزيئاته وتزدادُ بزيادتها.

الجدول (3): الضغطُ البخاريّ للماء عند درجات حرارة مختلفة.

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

✓ أتحقَّقُ:

- أُحَدِّدُ، اعتمادًا على الجدول (3)، درجةَ غليان الماء عندما يبلغُ ضغطُهُ البخاريّ 355 mmHg.
- اعتمادًا على الشكل (4)، أُحَدِّدُ درجةَ الغليان العاديّة لثلاثي كلورو ميثان وثنائي إيثل إيثر. ؟

أفكّر: أُحَدِّدُ أيَّ السائلين NH_3 أم HF له أعلى درجة غليان.

الربطُ بالحياة أواني الضغط

تُستخدمُ أواني الضغط للعمل على إنضاج الطعام بسرعة؛ وذلك لأنّ ارتفاع ضغط البخار داخلَها يؤدّي إلى رفع درجة غليان الماء إلى نحو 120 °C. وحتى لا يحدث انفجارٌ بسبب زيادة الضغط، يوجد صمّامٌ يسمح بخروج بعض البخار؛ ممّا يُقَلِّلُ الضغطَ داخلَها.

التجربةُ 4

قابليّةُ السوائل للانتشار

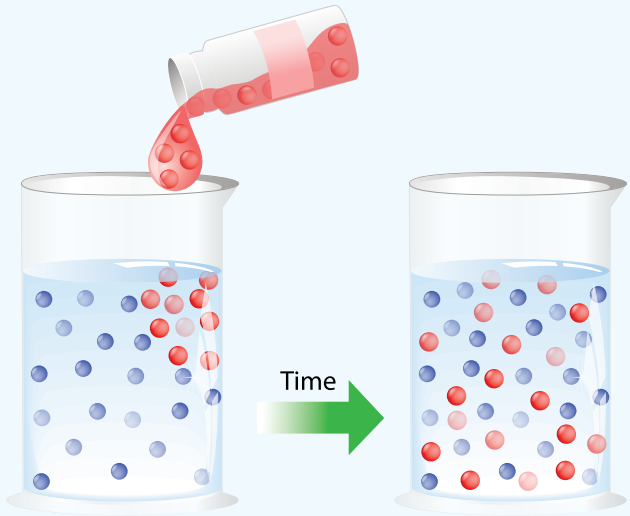
الموادُّ والأدوات:

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

إرشاداتُ السلامة:

أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامّة في المختبر.

أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازاتِ والكمامة.



خطواتُ العمل:

1- أضعُ 250 mL منَ الماء في كلٍّ منَ الكأسين.

2- أُسخّنُ إحدى الكأسين حتى تصبح درجةُ حرارة الماء فيها 60 °C، ثمّ أُبعدُها عن مصدر الحرارة.

3- أستخدمُ القطّارةَ لوضع نقطة حبر في كلّ كأس.

4- أقيسُ زمنَ انتشار الحبر في كلا الكأسين باستخدام ساعة الوقف.

5- أُلاحظُ الفرقَ بين سرعة انتشار الحبر في كلا الكأسين.

التحليلُ والاستنتاج:

1- أيُّ الكأسين كان انتشارُ الحبر فيها أسرع؟

2- أُفَسِّرُ انتشارَ الحبر في الماء في كلا الكأسين.

3- أُفَسِّرُ اختلافَ سرعة انتشار الحبر باختلاف درجة الحرارة.

التجربةُ 5

العواملُ المؤثّرة في سرعة التبخُّر

الموادُّ والأدوات:

أسيتون، كحول الإيثانول، ثنائي إيثل إيثر، مِخبار مدرّج (10 mL) عدد (3)، أنبوب اختبار عدد (6) وَأُرَقِّمُها، كأس زجاجيّة سَعة (200 mL) ، (100 mL) ماء ساخن درجة حرارته ، 40°C حامل أنابيب اختبار.

إرشاداتُ السلامة:

أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامّة في المختبر.

أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازاتِ والكمامة.

أحذرُ منَ استنشاق الموادّ العضويّة على نحوٍ مباشر.

خطواتُ العمل:

1- أقيسُ (10 mL) منَ الأسيتون باستخدام المِخبار المدرّج وأضعُها في أنبوب الاختبار رقم (1)، وكذلك الحال في أنبوب الاختبار رقم (2)، وأُكرِّرُ ذلك بالنسبة إلى كحول الإيثانول (أنبوبي الإختبار 3، 4) وثنائي إيثل إيثر (أنبوبي الإختبار 5، 6).

2- أضعُ أنابيبَ الاختبار 1، 3، 5 في حامل الأنابيب قريبًا منَ النافذة، وأتركُها لمدّة (10 min).

3- أضعُ أنابيبَ الاختبار 2، 4، 6 في الكأس الزجاجيّة المحتوية على الماء الساخن بدرجة 40°C، وأتركُها لمدّة (5 min).

4- أقيسُ كميّةَ السائل المتبقيةَ في كلّ أنبوبِ اختبار باستخدام المِخبار المدرّج، ثمّ أُسجِّلُها.

5- أُنظِّمُ البيانات: أُسجِّلُ الكميّاتِ المتبقيّةَ من كلّ سائل في الجدول.

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

6- أُقارنُ الكميّةَ المتبقيّة منَ السائل نفسِه في الحالتين.

التحليلُ والاستنتاج:

1- أُرَتِّبُ السوائلَ الثلاثة حَسَبَ سرعة تبخُّرها.

2- أُحَدِّدُ نوعَ قوى التجاذب بين جُزيئات كلّ سائل.

3- أُفَسِّرُ اختلافَ السوائل الثلاثة في سرعة تبخُّرها اعتمادًا على قوى التجاذب بين جُزيئاتها.

4- أستنتجُ العلاقةَ بين نوع قوى التجاذب بين جُزيئات السائل وسرعة تبخُّره.

5- أستنتجُ العلاقةَ بين درجة الحرارة وسرعة تبخُّر السائل.

مراجعةُ الدرس

1 - **الفكرةُ الرئيسةُ:** ما المقصودُ بكلٍّ ممّا يأتي:

- الضغط البخاريّ.
- درجة الغليان العاديّة.
- طاقة التبخُّر المولّيّة.

2 - **أُفَسِّرُ:** يأخذُ السائلُ شكلَ الإناء الذي يوضعُ فيه، ولكنّ حجمَهُ يظلُّ ثابتًا.

3 - **أُفَسِّرُ:** يغلي الماءُ في الأغوار على درجة حرارة أكثرَ قليلًا من 100 °C.

4 - **أصِفُ:** سائلٌ في وعاء مغلق ضغطُهُ البخاريّ ثابت، فما العلاقةُ بين سرعة تبخُّره وسرعة تكاثف بخاره؟

5 - **أستنتجُ:** المركّبُ A يتبخّرُ بسرعة أكبرَ من سرعة تبخُّر المركّب B عند 25 °C.

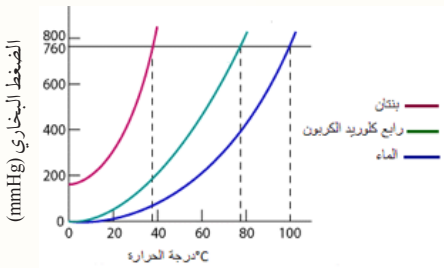
أ - أيُّ المركّبين قوى التجاذب بين جُزيئاته أكبر؟

ب - أيُّ المركّبين له ضغطٌ بخاريٌّ أعلى عند 25 °C؟

جـ - أيُّ المركّبين درجةُ غليانه العادية أكبر؟

6 - يمثِّلُ المنحنى المجاورُ تغيُّرَ الضغط البخاريّ (mmHg) لثلاثة مركّبات معَ درجة الحرارة °C.

أجِبْ عمّا يأتي:



أ - أُحَدِّدُ الضغطَ البخاريَّ لرابع كلوريد الكربون عند 60 °C.

ب - أُحَدِّدُ درجةَ الغليان العاديّة للبنتان.

جـ - أُرَتِّبُ السوائلَ الثلاثة حَسَبَ تزايد سرعة تبخُّرها.

د - بفرض أنّ الضغطَ الجويَّ على قمّة أحد الجبال يساوي 500 mmHg، أُحَدِّدُ درجةَ غليان الماء عند هذا الارتفاع.

هـ - أستنتجُ اسمَ السائل الذي له أقلُّ طاقةِ تكاثف مولّيّة.

الفكرةُ الرئيسة:

تقسمُ الموادُّ الصُّلبة إلى نوعين رئيسين؛ موادّ صُلبة بلوريّة وموادّ صُلبة غير بلوريّة، وَتُصَنَّفُ الموادُّ الصُّلبة البلوريّة إلى أربعة أنواع رئيسة حَسَبَ نوع الجُسيمات المكوّنة لها وكيفيّة ترابطها، وهو ما يحدّدُ خصائصَها الفيزيائيّة.

نتاجاتُ التعلُّم:

- تَعَرُّفُ خصائصِ المادّة في الحالة الصُّلبة.
- تصنيفُ الموادّ الصُّلبة البلوريّة إلى أنواعها الرئيسة، والتمييزُ بين صفاتها.

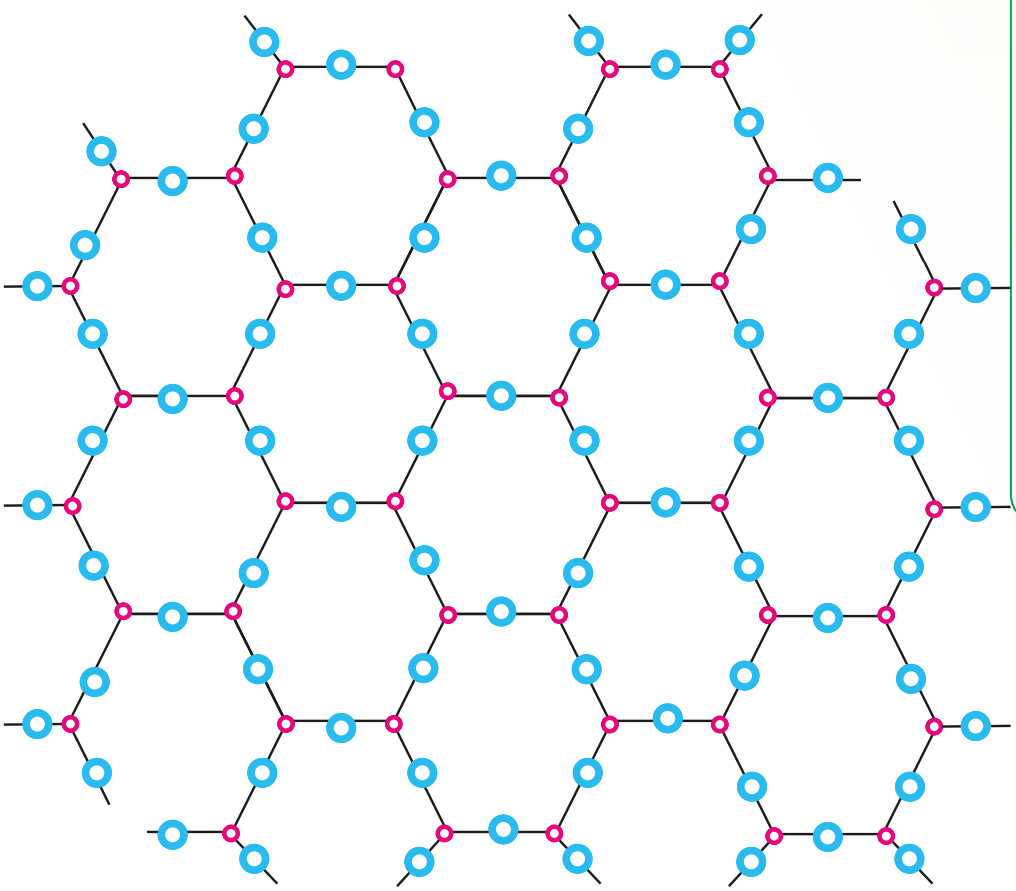
المفاهيمُ والمصطلحات:

مادّةٌ صُلبة بلوريّة	Crystalline Solids
مادّةٌ صُلبة غيرُ بلوريّة	(Non- Crystalline Solids (Amorphous Solids
مادّةٌ صُلبة جزيئيّة	Molecular Solid
مادّةٌ صُلبة فِلزيّة	Metallic Solid
مادّةٌ صُلبة أيونيّة	Ionic Solid
مادّةٌ صُلبة شبكيّة تساهميّة	Covalent Network Solid
درجةُ الانصهار	Melting Point
التوصيلُ الكهرَبائيّ	Electrical Conductivity
ظاهرةُ التآصُل	Allotropy

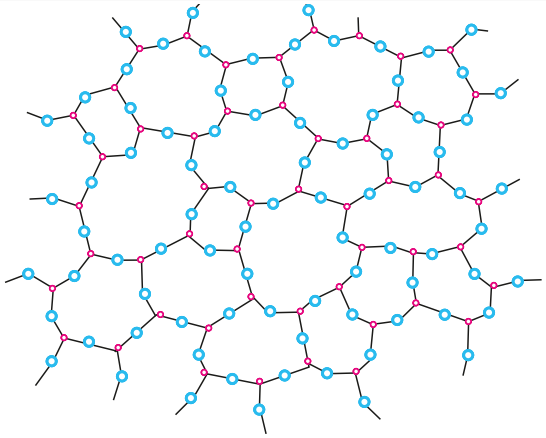
خصائصُ عامّة للمواد الصُّلبة

جُسيماتُ المادّة في الحالة الصُّلبة (ذرّات، جُزيئات، أيونات) متقاربةٌ جدًّا وقوى التجاذب بينها كبيرة؛ لذلك تترتَّبُ في أماكنَ محدّدةٍ وثابتة لا تغادرُها وتتحرّك في أماكنها حركةً اهتزازيّة. والمادّةُ الصُّلبة كثافتها عالية، وغيرُ قابلة للانضغاط أو الجريان؛ ممّا يعني أنها ذاتُ شكل وحجم ثابتين. وعند تسخين المادّة الصُّلبة تهتزُّ جُسيماتُها على نحوٍ أسرع، ومعَ زيادة طاقتها الحركية تضعفُ الروابطُ بينها وتتكسَّرُ متحوّلةً إلى الحالة السائلة، وَتُسَمّى درجةُ الحرارة التي تتحوّلُ عندها المادّةُ منَ الحالة الصُّلبة إلى الحالة السائلة **درجةَ الانصهار Melting Point.**

تترتّبُ جُسيماتُ الموادّ الصُّلبة بطريقتين؛ فَتُكَوِّنُ في الأولى أشكالًا هندسيّة منتظمة، وَتُسَمّى في هذه الحالة **موادَّ صُلبة بلوريّة Crystalline Solids**، انظرِ الشكل (19)، ومثالٌ عليها الذهب، والماس، وكلوريد الصوديوم.



الشكلُ (19): مادّةٌ صُلبة بلوريّة.



الشكلُ (20): مادّةٌ صُلبةٌ غيرُ بلوريّة.

وتترتَّبُ في الثانية عشوائيًّا (ليس لها شكلٌ هندسيّ منتظم)، وَتُسَمّى **مادّةً صُلبة غيرَ بلوريّة Amorphous Solids**، انظرِ الشكل (20)، ومثالٌ عليها البلاستيك، والزجاج، والأسفلت.

سنتعرَّفُ في هذا الدرس نوعَ الجُسيمات المكوّنة للموادّ الصُّلبة البلوريّة ونوعَ الروابط أو قوى الترابط بينها وخصائصَها الفيزيائيّة.

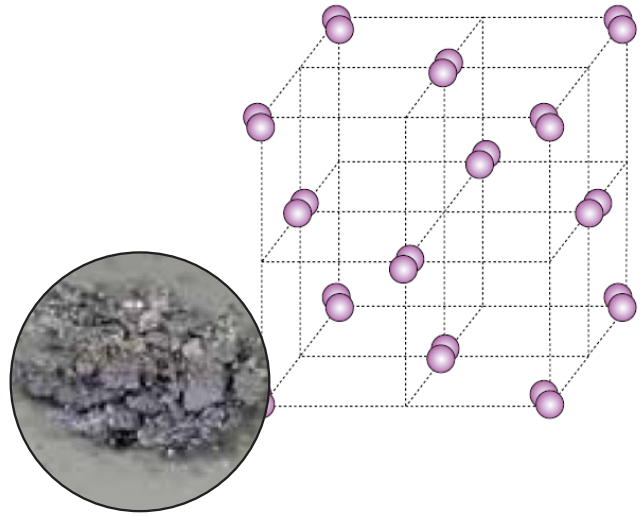
الموادُّ الصُّلبة البلوريّة Crystalline Solids

تتكوّنُ **الموادُّ الصُّلبة البلوريّة Crystalline Solids** من جُسيمات، إمّا أن تكون ذرّاتٍ أو جُزيئاتٍ أو أيونات، وقد صُنِّفَتِ الموادُّ الصُّلبة بناءً على نوع الروابط أو قوى التجاذب بينها إلى أربعة أنواع، والجدولُ (4) يوضِّحُ نوعَ المادة، ونوعَ الجُسيمات المكوّنة لها، ونوعَ الروابط بينها، معَ أمثلة عليها.

✓ **أتحقَّقُ:** ما الفرقُ بين الموادّ الصُّلبة البلوريّة وغيرِ البلوريّة؟

الجدول (4): أنواعُ الموادّ الصُّلبة البلوريّة.

نوعُ المادّة الصُّلبة	نوعُ الجُسيمات	الروابطُ أو قوى الترابط	أمثلةٌ على كلّ نوع
صُلبة جزيئيّة	جُزيئات (ذرّات الغازات النبيلة)	قوى لندن، قوى تجاذب ثنائيّة القطب، روابط هيدروجينيّة	Ne , S_8 , I_2 , H_2O
صُلبة أيونيّة	أيونات	رابطة أيونيّة	LiF , CsCl , $CuBr_2$
صُلبة شبكيّة تساهميّة	ذرّات	رابطة تساهميّة	الماس C , SiC , Si , SiO_2
صُلبة فِلزيّة	ذرّات	رابطة فِلزيّة	Na , Al

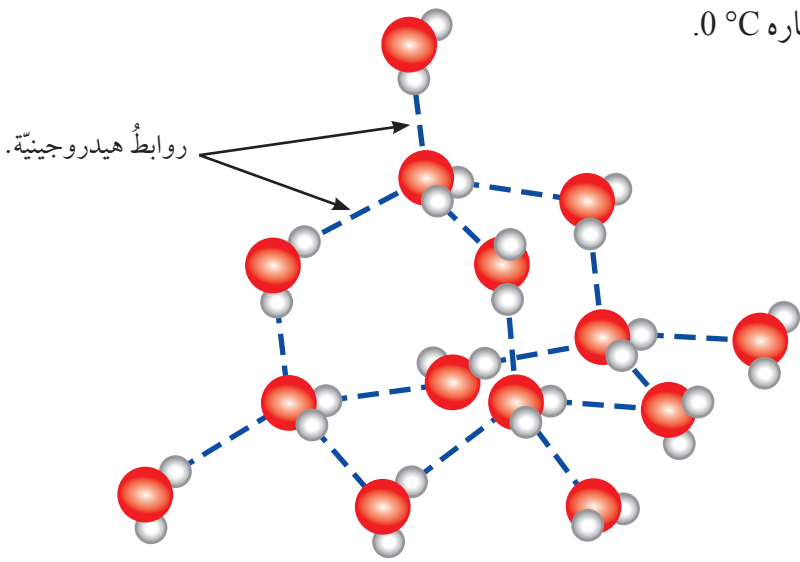


الشكلُ (21): بلّورةُ اليود.

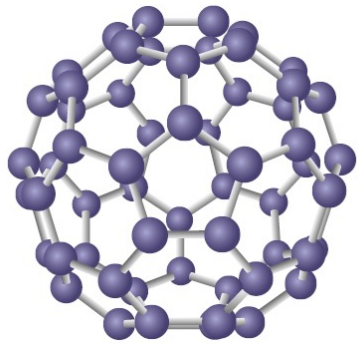
الموادُّ الصُّلبة الجُزيئيّة Molecular Solids

الجُسيماتُ المكوّنة **للموادّ الصُّلبة الجُزيئيّة** **Molecular Solids** هي ذرّاتٌ أو جزيئاتٌ تترابطُ معَ بعضها بقوى تجاذب ضعيفة نسبيًّا؛ لذلك فإنّها تشتركُ في صفات عدّة، منها أنها موادُّ هشّةٌ ذاتُ درجات انصهار منخفضة، كما أنها غيرُ موصلة للتيار الكهرّبائيّ؛ ويرجع ذلك إلى أنّ الجُزيئاتِ المكوّنةَ لها متعادلةُ الشحنة ترتبطُ معَ بعضها بقوى تجاذب ضعيفة؛ فمثلًا، بلّورة اليود تتكوّنُ من جُزيئات اليود I_2 المتعادلةِ التي تترابط بقوى لندن الضعيفة؛ لذلك فإنّ درجة انصهاره منخفضة (114 °C)، كما أنّ بلوراتِهِ هشّةٌ غيرُ موصلة للكهرَباء. انظرِ الشكل(21).

وينطبقُ ذلك على الجليد أيضًا، الذي تترابطُ جُزيئاتُهُ بروابطَ هيدروجينيّة؛ حيث يرتبطُ كلُّ جُزيء منَ الماء بأربعة جُزيئات أُخرى، ويكون كلُّ جُزيء في البلّورة مركزًا لرباعيّ الأوجه منتظم، كما في الشكل (22)، وتبلغُ درجة انصهاره 0 °C.



الشكلُ (22): بلّورةُ الجليد؛ حيثُ يرتبطُ كلُّ جُزيء من جزيئات الماء بأربع جُزيئات أخرى .



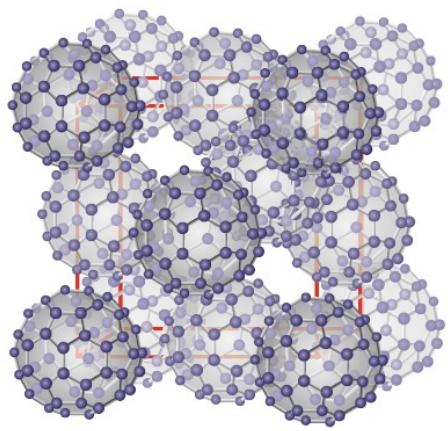
الشكلُ (23): جُزَيْءٌ واحدٌ من كُرات باكي C_{60}.

ويكوِّنُ الكربونُ مادةً صُلبة جُزيئيّة تُسَمّى بكمنسترفولرين Buckminsterfullerene أو كُرات باكي، اكتُشِفَت عام 1985، تتكوَّنُ من جُزيئاتٍ كرويّةِ الشكل مجوّفةٍ صيغتُها الجُزيئية C_{60}؛ إذ تترابطُ ذرّاتُ الكربون داخلَ الجزئ الواحد (الكرة الواحدة) بروابطَ تساهميّةٍ بحيثُ ترتبطُ كلُّ ذرّة كربون بثلاث ذرّات أخرى مكوّنةً حلقاتٍ خماسيّةً وسداسيّةً مرتبطةً معَ بعضها بعضًا تشبهُ كرةَ القدم. انظرِ الشكل (23).

وتترابطُ الجُزيئاتُ (الكُرات) معَ بعضها بقوى لندن الضعيفة، انظرِ الشكل (24)، مكوّنةً بلّوراتٍ إبريّةَ الشكل سوداءَ اللّون تُسَمّى بكمنسترفولرين.

وتتميّزُ بلّوراتُ بكمنسترفوليرين بأنّها غيرُ موصلة للتيار الكهرَبائيّ؛ لأنّها تتكوّنُ من جُزيئات متعادلة كما في اليود والماء، وتبلغُ درجةُ انصهارها 600 °C؛ حيث يجري عند صهرها التغلُّبُ على قوى لندن التي تربط الجُزيئاتِ معَ بعضها فقط.

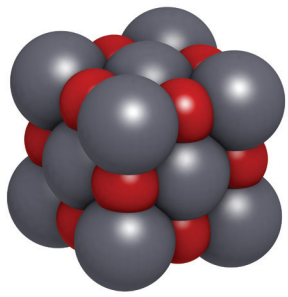
✓ **أتحقَّقُ:** أُفَسِّرُ الارتفاعَ النسبيَّ لدرجة انصهار بكمنسترفولرين مقارنةً بالموادّ الصُّلبة الجُزيئيّة الأخرى.



الشكلُ (24): بلّورةُ بكمنسترفولرين.

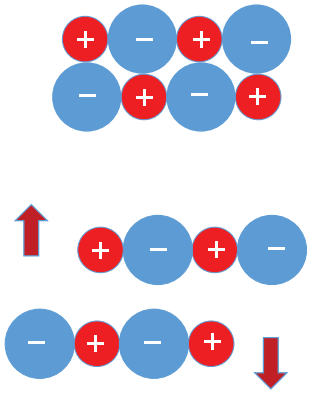
الموادُّ الصُّلبة الأيونيّة Ionic Solids

تتكوّنُ جُسيماتُ الموادّ الأيونيّة من أيونات موجبة وسالبة تتجاذبُ وتترابط برابطة أيونيّة، من الأمثلة عليها كلوريد البوتاسيوم KCl وأُكسيد الكالسيوم CaO، ويوضِّحُ الشكل (25) بلّورةَ أُكسيد الكالسيوم.



الشكلُ (25): بلّورةُ أُكسيد الكالسيوم.

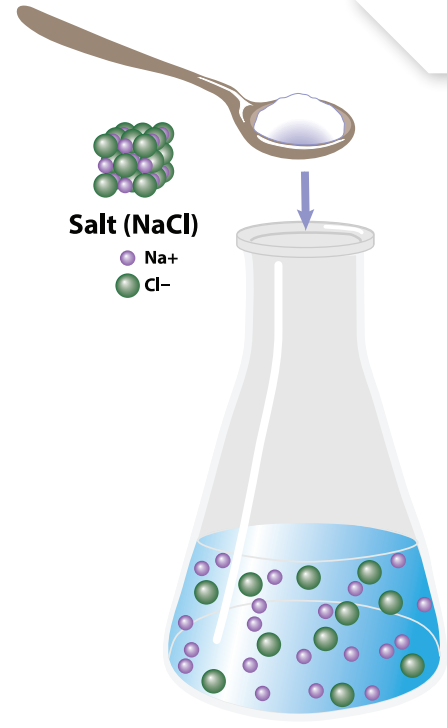
تُعَدُّ الرابطةُ الأيونيةُ رابطةً قويّة؛ لذلك فإنّ **الموادَّ الصُّلبةَ الأيونيّة Ionic Solids** شديدةُ الصّلابة ودرجات انصهارها مرتفعة؛ فمثلًا، درجةُ انصهار كلوريد البوتاسيوم 770 °C، ودرجةُ انصهار أُكسيد الكالسيوم 2572 °C، أمّا سبب ارتفاع درجة انصهار أُكسيد الكالسيوم مقارنةً بكلوريد البوتاسيوم فيرجعُ إلى أنّ شحنة كلٍّ من أيوني الكالسيوم والأكسجين (+2,-2)، وهي أكبرُ من شحنة كلٍّ من أيوني البوتاسيوم والكلور التي تساوي (+1,-1)؛ لذلك فإنّ قوّة التجاذب بين أيوني الكالسيوم والأكسجين أكبرُ والرابطةَ الأيونيّةَ بينهما أقوى.



الشكلُ (26): تحطُّمُ بلّورة المادّة الأيونيّة نتيجة تعرّضها للطَّرق.

ورغم شدّة صلابة الموادّ الأيونيّة فإنّها هشّة، وإذا تعرّضتِ البلّوراتُ للطَّرق فإنّ أيوناتِها تتحرّكُ (تنزلق) بالنسبة إلى بعضها بعضًا بحيثُ تتقاربُ الأيوناتُ المتشابهةُ في الشحنة فتتنافر، وهو ما يؤدّي إلى تحطّم البلّورة، كما يبيِّنُ الشكل (26).

لا توصل الموادُّ الصُّلبة الأيونيّة التيارَ الكهرَبائيّ؛ لأنّ أيوناتِها مرتبطةٌ برابطة أيونيّة قويّة؛ أي أنّها غيرُ حُرّةِ الحركة، أمّا عند صهرها أو إذابتها في الماء فإنّ أيوناتِها تصبح حُرّةَ الحركة، كما يظهرُ في الشكل (27)؛ لذلك توصلُ محاليلُها ومصاهيرُها التيارَ الكهربائيّ.

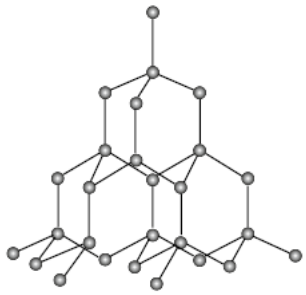


الشكلُ (27): محلولُ NaCl.

✓ **أتحقَّقُ:** أُفسِّرُ: درجةُ انصهار LiCl أقلُّ من درجة انصهار MgO.

الموادُّ الصُّلبة الشبكيّة التساهميّة Covalent Network Solids

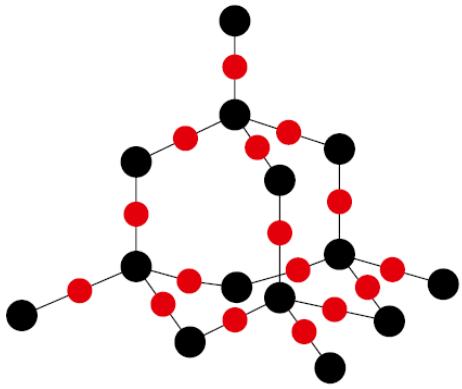
جُسيماتُ الموادّ **الصُّلبة الشبكيّة التساهميّة Covalent Network Solids** ذراتٌ ترتبطُ في ما بينها بروابطَ تساهميّةٍ في بناء شبكيٍّ صُلب، مثل الماس، الذي يتكوّنُ من ذرّات الكربون؛ حيث ترتبطُ كلُّ ذرّة كربون بأربعِ روابطَ تساهميّةٍ معَ أربعِ ذرّاتِ كربون أخرى، وتكونُ كلُّ ذرّةٍ مركزًا لرباعيّ الأوجه منتظم، كما يظهرُ في الشكل (28)، الذي يوضِّحُ التركيبَ الشبكيَّ لبلّورة الماس. والماسُ عالي القساوة ودرجةُ انصهار مرتفعةٌ تساوي 3550 °C، كما أنّه غيرُ موصل للكهرَباء؛ نظرًا إلى أنّ إلكتروناتِهِ مقيّدةٌ غيرُ حُرّة الحركة، وهو يُعَدُّ أكثرَ الموادّ الطبيعيّة قساوة؛ لذا يُستخدَمُ في صناعة أدوات القطع والقصّ، كرؤوس حفّارات آبار البترول.



الشكلُ (28): بلّورةُ الماس.

وهناك شكلٌ آخَرُ منَ البلّورات يكوِّنُهُ الكربون، هو الغرافيت؛ حيث ترتبطُ كلُّ ذرّة كربون بثلاثِ ذرّاتِ كربون أخرى بحيثُ تشكِّلُ حلقاتٍ سداسيّةَ الشكل، وتشكِّلُ هذه الحلقاتُ معَ بعضها طبقاتٍ رقيقة، كما يظهرُ في الشكل (29)، تترابطُ معَ بعضها بقوى لندن الضعيفة، وهذا الترابطُ الضعيف يجعلُ الغرافيتَ مادّةً هشّة، ويسهِّلُ انزلاقَ الطبقات المكوّنة له فوقَ بعضها بعضًا؛ لِذا يُستخدَمُ في صناعة أقلام الرَّصاص. ونظرًا إلى وجود 3 روابط π بين ذرّات الكربون المشكّلةِ لكلِّ حلقة، فإنّ الإلكتروناتِ المشاركةَ فيها تشكِّلُ ما يشبهُ السحابةَ بين الطبقات؛ ممّا يجعلُ الغرافيتَ موصلًا للكهرَباء، وهو بذلك يَشُذُّ في خصائصه عن خصائص المركّبات الشبكيّة التساهميّة على نحوٍ عام، وتبلغُ درجةُ انصهاره 3730 °C.

الشكلُ (29): رسمٌ تخطيطيّ للطبقات المكوّنة للغرافيت.



الشكلُ (30): بلّورةُ الكوارتز.

تُسَمّى ظاهرةُ وجود أكثر من شكل بلّوري للعنصرِ الواحد في الحالةِ الفيزيائيّةِ نفسِها **ظاهرةَ التآصُل Allotropy**، وَيُسَمّى كلٌّ من الماس والغرافيت وبكمنسترفولرين **مُتآصِلات Allotropes.**

وَيُعَدُّ الكوارتز SiO_2 أيضًا مثالًا آخَرَ على الموادّ الصُّلبة الشبكيّة التساهميّة، وتشبهُ بلّورتُهُ بلّورةَ الماس، كما يظهرُ في الشكل (30)؛ حيث ترتبطُ كلُّ ذرّة سليكون بأربعِ ذرّات أكسجين (تمثِّلُ الكُراتُ السوداءُ ذرّاتِ السيلكون، وتمثِّلُ الكُراتُ الحمراءُ ذرّاتِ الأكسجين)، والكوارتز أيضًا شديدُ القساوة، ولكنّه أقلُّ قساوةً منَ الماس، وتبلغُ درجةُ انصهاره 1710 °C.

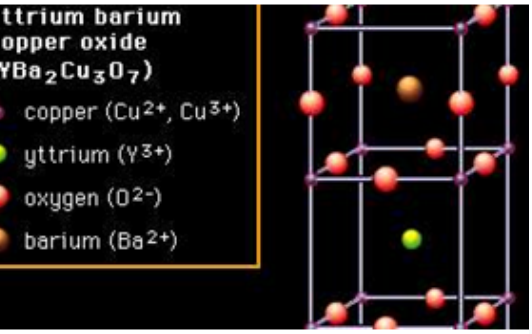
وتتميّزُ الموادُّ الصُّلبةُ الشبكيّةُ التساهميّةُ بالقساوة وبدرجات انصهارٍ مرتفعة؛ نظرًا إلى قوّة الروابط التساهميّة التي تربطُ بين ذرّاتها، وهي غيرُ موصلة للتيار الكهرَبائيّ في حالتي الصّلابة والسيولة على نحوٍ عام.

✓ **أتحقَّقُ:** أُفَسِّرُ: الغرافيتُ موصلٌ جيّدٌ للكهرَباء.

أبحثُ: تمكّنَ العلماءُ عامَ 2004 منَ الحصول على طبقة واحدة منَ الغرافيت سُمِّيَت غرافين Graphene. مستعينًا بالكلمات المفتاحية (غرافين) أو (خصائص الغرافين)، أبحَثُ في خصائص الغرافين واستخداماته، وأكتبُ تقريرًا بذلك (أو عرضًا تقديميًّا)، ثم أعرضُهُ أمامَ معلّمي وزملائي.

السيراميكُ فائقُ التوصيل Super Conducting Ceramic

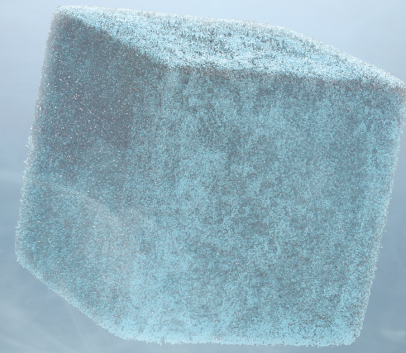
السيراميكُ مادّةٌ صُلبةٌ قد تكونُ بلّوريّةً شبكيّة تساهميّة أو أيونيّة أو تجمعُ الاثنين معًا، وقد تكونُ غيرَ بلّوريّة. وهو شديدُ الصّلابة، لكنّه هَشٌّ، وكثافتُهُ أقلُّ مِنَ المعادن، كما أنه ثابتٌ على درجات الحرارة العالية ولا يتشوَّهُ بسهولة تحتَ تأثير الضغط.



اكتَشَفَ الباحثانِ J.G.Bednorz و K.A.Muller التوصيلَ الفائقَ للسيراميك عام 1986، وقد مُنِحا مقابلَ ذلك جائزةَ نوبل في الفيزياء.

والتوصيلُ الفائقُ هوَ اختفاءُ المقاومةِ الكهرَبائيّة كُلِّيًّا في بعض الموادِّ عند تبريدها لدرجة حرارة منخفضة جدًّا قريبةٍ مِنَ الصفر المُطلق.

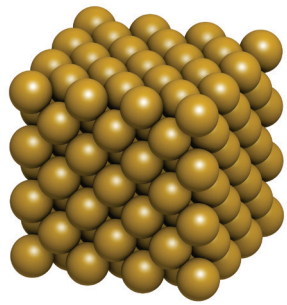
هناك خاصيّةٌ أُخرى للموادِّ فائقةِ التوصيل مرتبطةٌ بسلوكِ المادّة المغناطيسيّ؛ حيث تَطَّرِدُ المُوصِلاتُ الفائقةُ المجالَ المغناطيسيَّ من داخلها عندما تتعرّضُ لمجالٍ مغناطيسيّ خارجيّ، فيبقى المُوصِلُ طافيًا فوقَ المغناطيس، وتسمّى هذه الظاهرةُ الرفعَ المغناطيسيّ Meissner effect. وللموادِّ فائقةِ التوصيل تطبيقاتٌ عديدة ومتنوّعة واعدة، ولكنّ العلماءَ يُؤمِّلون أن يصلوا إلى موادَّ فائقةِ التوصيل على درجة حرارة الغرفة



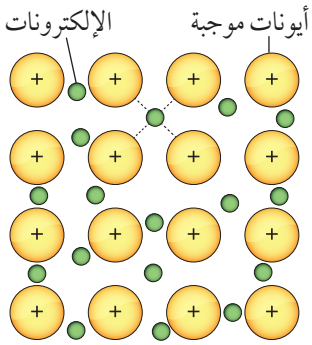
الموادُّ الصُّلبة الفِلزيّة Metallic Solid

ذرّاتُ الفِلزاتِ هي الجُسيماتُ التي تكوّنُ الموادَّ الصُّلبة الفِلزيّة **Metallic Solids**، انظرِ الشكلين (31، 32)، وتشتركُ بمجموعة منَ الصِّفات، منها: درجاتُ انصهارها مرتفعة على نحوٍ عام، وموصلةٌ للتيار الكهرَبائيّ، وقابلةٌ للطَّرق والسَّحب، ويرجعُ السببُ في هذه الصفات إلى طبيعة الرابطة الفِلزيّة بين ذرّاتها. وبسبب طاقة التأيُّن المنخفضة للفِلزات، فإنّ إلكتروناتِ الغلاف الأخير فيها ضعيفةُ الارتباط بالأنويّة؛ لذلك عندما تترتَّبُ ذرّاتُ الفِلز في البلّورة فإنّ إلكتروناتِ الغلاف الأخير تكونُ حُرّةَ الحركة، ويمكنُ تخيُّلُ البلّورة كأنّها صفوفٌ منَ الأيونات الموجبة مغمورةٌ في بحر منَ الإلكترونات السالبة حُرّةِ الحركة، كما يوضِّحُ الشكل (33)، وهي قابلةٌ للطَّرق والسَّحب؛ لأنّ الضغط على صفوف الأيونات الموجبة بالطَّرق يجعلُها تنزلقُ مبتعدةً عن بعضها، ولكنّها تبقى مترابطةً بفعل تجاذبها معَ الإلكترونات الحُرَة، ومن ثَمَّ يمكنُ تشكيلُها صفائحَ أو أسلاكًا أو قضبانًا، أمّا قدرتُها على إيصال التيار الكهرَبائيّ فراجعةٌ لبحر الإلكترونات السالبة حُرّةِ الحركة في البلّورة، وسببُ صلابتها ودرجات انصهارها المرتفعة عائدٌ إلى قوّة التجاذب الناشئة بين بحر الإلكترونات حُرّةِ الحركة والأيونات الموجبة المحيطة بها. وعند مقارنةِ درجة انصهار كلٍّ من عنصري الصوديوم والمغنيسيوم نجدُ أنّ درجةَ انصهار الصوديوم Na تساوي 98 °C ودرجةَ انصهار المغنيسيوم Mg تساوي 250 °C، وهو ما يدلُّ على أن الرابطة الفِلزيّة في المغنيسيوم أقوى منها في الصوديوم؛ لأنّ عدد إلكترونات التكافؤ في المغنيسيوم (2) مقارنةً بالصوديوم، الذي عدد إلكترونات تكافئه (1)، وكذلك فإنّ شحنة نواة ذرّة المغنيسيوم أكبرُ منها لذرّة الصوديوم، ومن ثَمَّ فإنّ قوى التجاذب بين أنوية ذرّات المغنيسيوم والإلكترونات حُرّةِ الحركة في بلورة المغنيسيوم أكبرُ منها في الصوديوم.

الشكلُ (31): بلّورةُ النيكل.



الشكلُ (32): بلّورةُ الذهب.

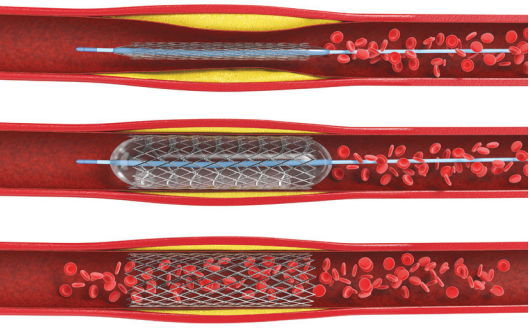


الشكلُ (33): الرابطةُ الفِلزيّة، وتظهرُ صفوفُ الأيونات الموجبة في بحر الإلكترونات السالبة.

✓ **أتحقَّقُ:** أُفَسِّرُ قابليّةَ الموادِّ الصُّلبة الفِلزيّة للطَّرق والسَّحب.

الربطُ بالطبِّ

تمكّنَ فريقٌ مِنَ الباحثينَ من تطوير جيلٍ جديد مِنَ السبائك المعدِنيّة للأغراض الطبيّة مُخصّصةٍ لعمل الدِّعامات القلبيّة. والسبيكةُ المُبتكَرَةُ مُصَنَّعَةٌ مِنَ التيتانيوم Ti، مُضافٌ إليه معدِنُ التنتاليوم Ta بنسبة 6 % ومعدِنُ النيوبيوم Nb بنسبة 17 %، وهي تمتازُ بمرونة فائقة وقوّة كبيرة ومعدّلات رفض منخفضة، كما أنّها خاليةٌ مِنَ العناصر السامّة أو تلك التي تُسَبِّبُ التهاباتٍ عصبيّةً أو حساسيّة. وتصميمُ دِعاماتِ الشرايينِ الجديدُ متوازنٌ؛ يعتمدُ على الهندسة النانويّة، ويجمعُ بين انخفاض التكلفة والملاءمة الحيويّة العالية.



الدعامات القلبية المستخدمة لفتح الشرايين

مراجعةُ الدرس

1 - **الفكرةُ الرئيسة:** ما المقصودُ بكلٍّ ممّا يأتي:

- المادّةُ الصُّلبة البلّوريّة.
- المادّةُ الصُّلبة غيرُ البلّوريّة.
- ظاهرةُ التآصُل.

2 - **أُفَسِّرُ:**

أ – الموادُّ الصُّلبةُ غيرُ قابلةٍ للانضغاط أو الجريان.

ب– انخفاضُ درجة انصهار بكمنسترفولرين مقارنةً بدرجتي انصهار الماس والغرافيت.

3 - **أُحَدِّدُ** نوعَ الروابط التي تُكسَرُ عند انصهار كلٍّ منَ الموادّ الصُّلبة البلّوريّة الآتية:

– المادّةُ الصُّلبة الأيونية
– المادةُ الصُّلبة الفِلزيّة
– المادّةُ الصُّلبة الجُزيئيّة
– المادّةُ الصُّلبة الشبكية التساهميّة

4 - **أُصَنِّفُ:** أُحَدِّدُ نوعَ المادّة الصُّلبة البلّوريّة لكلٍّ ممّا يأتي: (NH_3 ، SiC ، Ni ، KI)

5 - أُصَنِّفُ الموادَّ الصُّلبة الآتية حَسَبَ نوعها: مادّةٌ صُلبة جُزيئيّة، مادّةٌ صُلبة أيونيّة، مادّةٌ صُلبة فِلزيّة، مادّةٌ صُلبة شبكيّة تساهميّة.

أ – مادّةٌ صُلبةٌ غيرُ موصلة للكهرَباء تنصهرُ على درجة حرارة 650 °C ومصهورُها موصلٌ للكهرَباء.

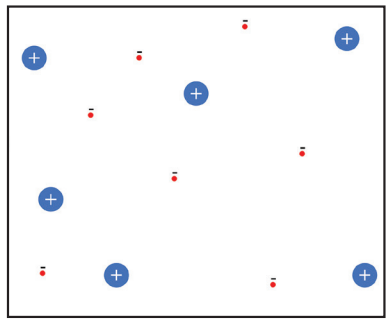
ب– مادّةٌ صُلبةٌ صفراءُ اللون براقةٌ موصلةٌ للكهرَباء.

جـ– مادّةٌ شديدةُ الصَّلابة درجةُ انصهارها 2730 °C غيرُ موصلة للكهرَباء عند صهرها.

د – مادّةٌ صُلبةٌ هشّةٌ صفراءُ اللون ذاتُ رائحة مميّزة تنصهرُ على درجة حرارة 119 °C.

الحالةُ الرابعة للمادّة Plasma

البلازما Plasma أو الغازاتُ المتأيّنةُ خليطٌ غازيٌّ مكوّنٌ منَ الإلكترونات حُرّةِ الحركة والأيونات الموجبة الناتجة بعد انفصال الإلكترونات عنِ الذرّة. وتتكوّنُ البلازما نتيجةَ درجات الحرارة التي تزيدُ على عدّة آلاف درجة سيليزيّة، وتتواجدُ طبيعيًّا في الشمس والنجوم والمجرّات والسُّدُم، كما تتكوّنُ بفعل الضَّوء عند حدوث البرق؛ حيث تتأيَّنُ جُزيئاتُ الهواء، وكذلك يمكنُ تحضيرُها صناعيًّا.



مكونات البلازما

تشبهُ البلازما في خصائصها الغازاتِ؛ إذ ليس لها حجمٌ أو شكلٌ ثابتان، ولكنّ قوى التجاذب الكبيرة بين مكوّناتها تكسبُها خصائصَ غيرَ متوقّعة، مثل توصيل التيار الكهرَبائيّ، وهذا المزيجُ منَ الخصائص هو ما جعلَها تُصَنَّفُ حالةً رابعة للمادّة.

وللبلازما العديدُ منَ الاستخدامات التكنولوجيّة الحديثة، منها محوّل النُّفايات البلازميّ **Plasma Waste Converter**، الذي يتعاملُ معَ معظم مخلّفات الموادّ بما فيها الموادّ الخطرة، وَتُنتَجُ البلازما فيه على درجة حرارة تصلُ إلى 7000 °C؛ حيث تعملُ الطاقةُ المختزنةُ في البلازما على كسر الروابط بين جُزيئات موادّ النُّفايات فتتفكّكُ إلى العناصر المكوّنة لها، وتقسمُ النواتجُ النهائية في هذا المحوّل إلى نوعين؛ ناتجٍ غازيّ غنيّ بغاز الهيدروجين يُسَمّى Syngas، وناتجِ صُلب يُسَمّى Slag، ويعتمد نوعُ الناتج النهائيّ على نوع النُّفايات المُدخلة، فالنُّفاياتُ العضويّة تخرجُ على شكل ناتج غازيّ، أمّا النُّفايات غيرُ العضويّة فتخرجُ على شكل ناتج صُلب Slag، ويختلفُ شكلُ الناتج الصُّلب باختلاف طريقة تبريده، ويستفادُ من غاز الهيدروجين الناتج بِوَصفِهِ مصدرًا للطاقة (وقود للمركّبات)، وَتُستخدَمُ الغازاتُ الساخنة الأخرى لتوليد الطاقة الكهرَبائيّة، أمّا الناتجُ الصُّلب فَيُستخدَمُ في صناعة الكونكريت (الإسمَنت) والأسفلت.

محوّلُ النُّفايات البلازميّ.

ولمحوِّلِ النُّفايات البلازميّ فوائدُ عديدة مقارنةً بالطَّرائق التقليديّة لمعالجة النُّفايات؛ فهو لا يحتاج إلى أراضٍ لِطَمر النُّفايات، كما أنّ كميّة غازات الدفيئة وملوّثات الهواء الناتجة منه أقلُّ منها في المكبّات الخاصّة بحرق النُّفايات، ورغم هذه الفوائد فإنّ محطّاتِ معالجة النُّفايات باستخدام البلازما محدودةُ العدد؛ نظرًا إلى كُلفة إنشائها الماديّة الكبيرة.

مراجعةُ الوحدةِ

1 . أوضِّحُ المقصودَ بكلٍّ من:

- التصادماتِ المَرِنة المائع.
- قانونِ أفوجادرو.
- طاقةِ التكاثف المولّية.
- المادّةِ الصُّلبة الجُزيئيّة.

2 . أُفَسِّرُ ما يأتي:

- يتناسبُ ضغطُ الغاز طرديًّا معَ درجة حرارته عند ثبات حجمه.
- انتشارُ غاز NH_3 أسرعُ منَ انتشار غاز CO_2.
- درجةُ انصهار CH_3COOH أكبرُ من درجة انصهار C_2H_5Cl.

3 . أحسُبُ كتلةَ غاز O_2 الموجودةَ في وعاء حجمُهُ 5 L عند درجة حرارة 20 °C وضغط 1.5 atm .

4 . أحسُبُ كثافةَ غاز SO_2 عند درجة حرارة 35 °C وضغط 0.97 atm.

5 . يحتوي وعاءٌ حجمُهُ 1.64 L على (1.1 g CO_2) و (1.6 g O_2) وكتلة مجهولة من N_2. إذا علمتَ أنّ الضغط الكليَّ للغازات الثلاثة يساوي 1.5 atm عند درجة حرارة 27 °C، فاحسُب:

- الضغطَ الجزئيَّ لكلٍّ مِنَ الغازات CO_2 ، O_2 ، N_2.
- كتلةَ غاز N_2 في الوعاء.

6 . أدرسُ الجدولَ الآتي، الذي يبيِّنُ الضغطَ البخاريَّ لثلاثة سوائل A , B , C عند درجة حرارة معيّنة، ثمّ أجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

المادّة	A	B	C
الضغط البخاريّ mmHg	225	580	50

- ما المادّةُ الأسرعُ تبخُّرًا؟
- ما المادّةُ التي لها أعلى درجةِ غليان عادية؟
- أُرَتِّبُ السوائلَ الثلاثة حَسَبَ تزايد قوى التجاذب بين جُزيئاتها.

7 . إذا كانت طاقةُ التبخُّر المولّية للسوائل الآتية، كما هو مُوَضَّح:

O_2 (6.8 KJ/mol) , Ne (1.8KJ/mol) , CH_3OH (34,5KJ/mol)

فهل تتَّفِقُ هذه القِيَمُ معَ توقُّعاتك؟ فَسِّر إجابتَك.

8 . أُحَدِّدُ المادّةَ التي لها أعلى درجةِ انصهار بين الأزواج الآتية:

- LiF , Li_2O
- SiO_2 , CO_2
- Na , Al

9 . إذا علمتَ أنّ كثافة الماس 3.5 g/mL، وأنّ كثافة الغرافيت 2.3 g/mL. اعتمادًا على التركيب البلوريّ لبكمنسترفولرين، هل تتوقَّعُ أن تكون كثافتُهُ أكبرَ أم أقلَّ منهما؟ برّر إجابتَك.

10 .أختارُ الإجابة الصحيحة لكلِّ فقرة منَ الفقرات الآتية:

1). إحدى العبارات الآتية لا تتَّفِقُ معَ نظريّة الحركة الجُزيئيّة:

أ- حركةُ جُزيئات الغاز مستمرّةٌ وعشوائيّة.

ب- متوسطُ الطاقة الحركية للغازات ثابتٌ عند درجة الحرارة نفسِها.

جـ-تتصادمُ جُزيئاتُ الغاز تصادماتٍ مَرِنة.

د - تتحرّكُ جميعُ جُزيئات الغاز بالسرعة نفسِها عند درجة الحرارة نفسِها.

2). إذا علمتَ أنّ الكتلةَ المولّيّة للغازات الآتية

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

فإنّ أقلّ هذه الغازات انحرافًا عن سلوك الغاز المثالي عند الظروف نفسِها، هو:

أ- H_2 ب- N_2 جـ- O_2 د- Ne

3). عينةً منَ الغاز المحصور حجمُها (V) عند درجة حرارة (35°C)،فإنّ درجةَ الحرارة التي يتضاعفُ عندها حجمُ الغاز (2V) عند ثبات الضغط، هي:

أ- 35 °C ب- 70 °C جـ- 308 °C د- 343 °C

4). عند مضاعفة درجة الحرارة (بالكلفن) لعينة من غاز محصور 3 مرّات ومضاعفة حجمه مرتين، فإنّ ضغطَهُ الجديدَ يساوي:

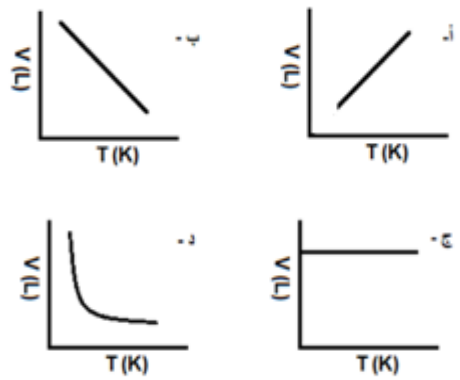
أ- 1/6 منَ الضغط الأصليّ

ب- 2/3 منَ الضغط الأصليّ

جـ- 3/2 منَ الضغط الأصليّ

د- 5 أضعاف الضغط الأصليّ

5). إحدى الرسوم البيانيّة الآتية توضِّحُ العلاقةَ بين حجم الغاز ودرجة حرارته المُطلقة عند ثبات ضغطه:



6). المادّةُ التي لها أعلى درجةِ غليان عاديّة، هي:

أ- CH_3CH_3 ب- $CH_3CH_2OH_3$

جـ- CH_3CH_2OH د- CH_3OCH_3

7). ترتيبُ السوائل الآتية: $CH_4, CHBr_3, CH_3Cl$ حَسَبَ تناقص طاقة تبخُّرِها المولّيّة:

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

جـ- $CH_3Cl<CHBr_3<CH_4$ د- $CH_4<CH_3Cl<CHBr_3$

8). أحدُ العوامل الآتية لا يؤثِّرُ في الضغط البخاري للسائل:

أ- حجمُ السائل ب- شكلُ الإناء

جـ- درجةُ الحرارة د- الإجابتان أ+ب

9). إذا علمتَ أنّ عنصرَ البورون صُلبٌ للغاية، درجةُ انصهاره 2300 °C، وهو رديءُ التوصيل للكهرَباء على درجة الحرارة العاديّة، فإنّ نوع المادّة الصُّلبة البلوريّة التي يكوِّنها:

أ- جُزيئيّة ب- شبكيّةٌ تساهميّة

جـ- فِلزيّة د- أيونيّة

10).المادّةُ الصُّلبة البلوريّة الموصلة للتيار الكهرَبائيّ في حالتي الصَّلابة والسيولة، هي:

أ- KF ب- SiO_2

جـ- Cu د- S_8

الوحدةُ 3

المحاليلُ
Solutions

أتأملُ الصورة

تُستخدم المحاليلُ الكيميائيّةُ على نطاق واسع في حياتنا، سواءٌ في المنزل أو في الصناعات المتنوّعة. فما المحلول؟ وما خصائصُه؟ وكيف يُحسَبُ تركيزُه؟

الفكرةُ العامّة:

تُصنَّفُ الموادُّ إلى قسمين؛ موادّ نقيّة ومخاليط. والمحاليلُ إحدى أنواع المخاليط، لها خصائصُ معيّنة، ويمكن حسابُ تركيزها بطرائقَ عدّة.

الدرسُ الأول: تصنيفُ المحاليل

الفكرةُ الرئيسة: المحاليلُ مخاليطُ مُتَجانِسة، وَتُقسَمُ إلى أنواع مختلفة وَفقَ حالة المُذيب الفيزيائيّة وحالة الإشباع والتوصيل الكهرّبائيّ وحجم جُسيمات المُذاب.

الدرسُ الثاني: طرائقُ التعبير عن تركيز المحاليل

الفكرةُ الرئيسة: يمكن التعبيرُ عن تركيز المحلول بالكسر الموليّ والنسبة المئويّة والمولاريّة والمولاليّة.

الدرسُ الثالث: خصائصُ المحاليل وأهميَّتُها

الفكرةُ الرئيسة: للمحاليل خصائصُ عدّة، كالضغط البخاريّ ودرجة الغليان ودرجة التجمّد والضغط الأُسموزيّ.

خصائصُ المحاليل

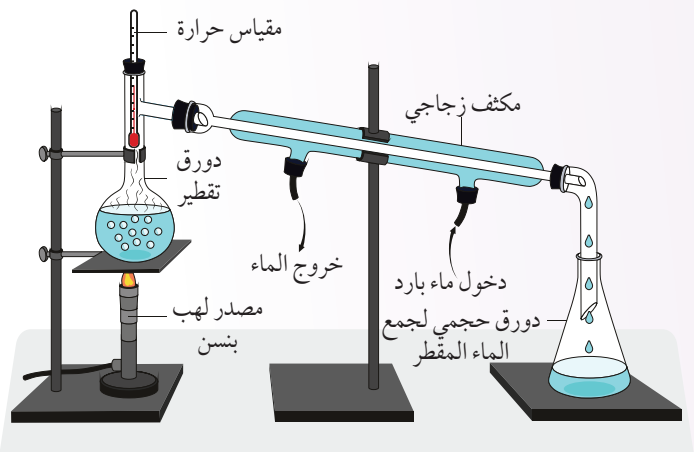
الموادُّ والأدوات: دورق مخروطيّ سَعة 200 ml، دورق تقطير سَعة 200 ml، مقياس حرارة، لهب بنسن، حامل معدِنيّ، شبكة تسخين، ماء مقطّر، أنابيب مطاطيّة، مكثّف زجاجيّ، سُكّر المائدة، حُبيبات الغليان، مِخبار مدرّج، ميزان حسّاس.

إرشاداتُ السلامة: احذَر عند التعامل معَ الأدوات الزجاجيّة ومعَ لهب بنسن، وارتدِ القفازاتِ والنظاراتِ الواقيةَ ومعطفَ المختبر.

خُطواتُ العمل:

1. أقيسُ: أزِنُ 10 g منَ السُّكّر بالميزان، وأُذيبها في 100 g منَ الماء المقطّر، ثمّ أضعُها في دورق التقطير.
2. **أُطبِّقُ:** أُضيفُ 3 - 4 من حُبيبات الغليان إلى المحلول، ثمّ أُركِّبُ جهازَ التقطير، كما هو موضَّحٌ في الشكل.
3. **أُنظِّمُ:** أُسخّنُ المحلول، ثمّ أُسجِّلُ قراءةَ مقياس الحرارة كلَّ 5 دقائق، وأستمرُّ إلى ما بعد الغليان بقرائتين.
4. أُكرِّرُ الخُطواتِ السابقةَ بإذابة 20 g منَ السُّكّر في 100 g منَ الماء المقطّر.

جهاز التقطير



التحليلُ والاستنتاج:

1- ما درجةُ الحرارة التي يغلي عندها كلُّ محلول مِنَ المحلولين؟

2- أصِفُ التغيُّرَ في قراءة مقياس الحرارة لكلٍّ مِنَ المحلولين.

3- أُقارنُ درجة غليان المحلول بدرجة غليان الماء النقي.

4- أُفسِّرُ اختلافَ درجة غليان المحلول عن درجة غليان الماء النقي.

الدرسُ 1

تصنيفُ المحاليل
Calssification of Solutions

الفكرةُ الرئيسة:

المحاليلُ مخاليطُ مُتَجانِسة، وَتُقسَمُ إلى أنواع مختلفة وَفقَ حالة للمُذيب الفيزيائيّة وحالة الإشباع والتوصيل الكهرّبائيّ وحجم جُسيمات المُذاب.

نتاجاتُ التعلُّم:

- أُصَنِّفُ الموادَّ إلى نقيّةٍ ومخاليطَ مُتَجانِسةٍ وغيرِ مُتَجانِسة.
- أُصَنِّفُ المحاليلَ وَفقَ خصائصَ محدّدة.
- أستنتجُ أثرَ درجة الحرارة والضغط في ذائبيّة الموادّ الصُّلبة والسائلة والغازيّة في الماء.

المفاهيمُ والمصطلحات:

المخاليطُ	Mixtures
مخاليطُ مُتَجانِسةٌ	Homogeneous Mixtures
مخاليطُ غيرُ مُتَجانِسةٍ	Hetrogeneous Mixtures
المخلوطُ المُعَلَّقُ	Suspension mixture
المخلوطُ الغَرَويُّ	colliod mixtur
المحلولُ	Solution
الذائبيّةُ	Solubility

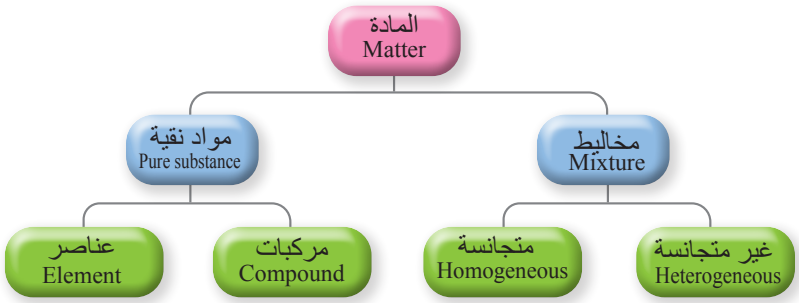
مخاليطُ Mixtures

توجد الموادُّ من حولنا على شكل مخاليط، فالماءُ الذي نشربُهُ والعصائرُ الصناعيّةُ والعقاقيرُ الطبيّةُ وغيرُها ما هي إلّا أمثلةٌ على المخاليط. فمَا المخلوط؟ وما أنواعُ المخاليط؟ وكيف تُصَنَّفُ؟

تُصَنَّفُ الموادُّ تبعًا لتركيبها إلى موادَّ نقيّةٍ ومخاليط، فالموادُّ النقيّةُ تتكوّنُ من نوع واحد منَ الجُسيمات، ويكون لها تركيبٌ ثابتٌ ومنتظم، مثل العناصر والمُركّبات.

إلّا أنه يصعُبُ بقاءُ الموادّ في الطبيعة بصورة نقيّة؛ فهي تختلطُ معَ الموادّ المحيطة بها، وينشأُ نتيجةً لذلك ما يُعرف **بالمخاليط Mixtures**، التي تتكوّنُ من مزيج من مادّتين نقيّتين أو أكثر، تبقى كلٌّ منها محتفظةً بخصائصها الكيميائيّة، ويبيِّنُ الشكل (1) عددًا منَ الموادّ النقيّة والمخاليط.

الشكلُ (1): موادُّ نقيّةٌ ومخاليطُ مختلفة.



الشكلُ (2): تصنيفُ المادّة.

يختلفُ تركيبُ المخلوط تبعًا لاختلاف نِسَبِ الموادّ المُكوّنة له، وكيفيّةِ توزيع مُكوّناته، فبعضُها يمكنُ تمييزُ مُكوّناتها، مثل مخلوط الماء والتراب أو مخلوط الخَلّ والزيت، وبعضُها الآخرُ يصعُبُ تمييزُ مُكوّناته، مثل محلول ملح الطعام أو كبريتات النُّحاس. وبهذا نجدُ أنّ الموادّ في الطبيعة تُقسَمُ إلى موادَّ نقيّةٍ ومخاليط. انظرِ الشكلَ

أنواعُ المخاليط Mixtures

عرفتَ في ما سبق أنّ المخلوط يتكوّنُ من مزيج من مادّتين أو أكثرَ منَ الموادّ النقيّة، تحتفظُ كلٌّ منها بخصائصها الكيميائيّة. وَتُقسَمُ المخاليطُ إلى قسمين؛ المخاليطِ المُتَجانِسة Homogeneous Mixtures، والمخاليطِ غيرِ المُتَجانِسة Heterogenous Mixtures.

المخاليطُ غيرُ المُتَجانِسة Heterogenous Mixtures

تتكوّنُ **المخاليطُ غيرُ المُتَجانِسةِ** من مادّتين أو أكثرَ منَ الموادّ النقيّة لا تمتزجُ مُكوّناتها امتزاجًا تامًّا؛ إذ تحتفظُ كلٌّ منها بخصائصها الكيميائيّة وتبقى في المخلوط متمايزةً عن غيرها منَ المُكوّنات، ويمكن تَعَرُّفُ نوعين أساسيين منَ المخاليط، هما: المخلوطُ المُعَلَّق، والمخلوطُ الغَرَوِيّ.

المخلوطُ المُعَلَّق Mixture Suspension لا تمتزج مُكوّناته معَ بعضها بعضًا وتتوزّعُ على نحوٍ غيرِ منتظم في أجزائه، ويمكن فصلُ مُكوّناته بعمليّة الترشيح؛ وذلك بسبب كِبَرِ حجم جُسيماته، التي يزيدُ قطرُها على (1000 nm)، كما يمكنُ أن تترسّبَ في أسفلِهِ بفعل الجاذبيّة إذا تُركت من غير تحريكٍ لفترة منَ الزمن، ومثالُ ذلك مخلوطُ التراب والماء، انظرِ الشكل (3). كما يمكنُ أن تنفصلَ مُكوّناتُ المخلوطِ المُعَلَّقِ إلى طبقتين واضحتين أو أكثرَ يمكن رؤيتُها بالعين المُجرّدة إذا تُركت لفترة من غيرِ تحريك.

الشكلُ (3): مخاليطُ غيرُ مُتَجانِسة.

الربطُ بالصناعة

المخاليطُ التركيبيّةُ Formulations of Mixtures

للمخاليطِ التركيبيّةِ الصناعيّةِ أهميّةٌ كبيرةٌ في حياتنا اليوميّة، ولكلِّ مادّةٍ مُستخدمةٍ في المخلوط غايةٌ خاصّةٌ مِنَ استخدامها، ومثالُ ذلك الصناعاتُ الدوائيّة؛ حيث تظهرُ على ورقة المعلومات المُرفقةِ في عُبوة الدواء الموادُّ المُستخدمةُ في تركيب الدواء ودورُ كلِّ مادّة وأهميَّتُها.

المخلوطُ الغَرَوِيّ Colliod Mixture يتكوّنُ من جُسيمات تنتشرُ خلالَ مادّة أُخرى تسمّى وسطَ الانتشار، يتراوحُ قطرُها بين (1 nm – 1000 nm)؛ لذلك لا يمكنُ فصلُها بالترشيح، ولا تترسّبُ كما في المخلوط المُعَلَّق، ومثالُ ذلك الضباب؛ حيث يتكوّنُ من قطرات ماء صغيرة جدًّا منتشرةٍ في الهواء. ويمكنُ تصنيفُ المخلوط الغَرَوِيِّ، تبعًا لحالة الجُسيمات المنتشرةِ ووسط الانتشار، إلى صُلب، وسائل، وغاز، كما هو موضَّحٌ في الجدول (1)، الذي يبيِّنُ أمثلةً على هذا التصنيف.

تمتازُ جُسيمات المخلوط الغَرَوِيِّ بالحركة البراونيّة؛ حيث تتحرّكُ في السائل حركةً عشوائيّة في جميع الاتجاهات، وتتصادمُ معَ جُسيماته ممّا يمنعُ ترسُّبَها. وتظهرُ المخاليط الغَرَوِيّة المُركّزة عَكِرَةً وَمُعتمة، أمّا المُخفّفةُ منها فتظهرُ صافيةً وشفّافةً وَتُشَتِّتُ الضَّوءَ عند مرور حُزمةٍ ضَوئيّة خلالَها، في ما يُعرَفُ بظاهرة تندال، انظرِ الشكل (4)؛ حيث يُلاحظُ بوضوح تَشَتُّتُ حُزمة الضَّوء عند مرورها في المخلوط الغَرَوِيّ، في حين لا يُلاحظُ ذلك الأثرُ عند مرور حُزمةٍ منَ الضَّوء عبرَ محلولٍ من كلوريد الصوديوم (محلول مُتَجانِس).

الجدول (1): أمثلةٌ على تصنيف المخاليط الغَرَوِيّة.

التصنيف	حالة الجُسيمات المنتشرة	حالة وسط الانتشار	مثال
الهباء الجويّ السائل	سائل	غاز	الضباب، الغيوم
الهباء الجويّ الصُّلب	صُلب	غاز	الرماد
رغوة صُلبة	غاز	صُلب	حجر الخفاف
مُستحلَب	سائل	سائل	الحليب

الشكلُ (4): ظاهرةُ تندال في المخلوط الغَرَوِيّ.

الربطُ بالحياة

ظاهرةُ تندال في الطبيعة يُعَدُّ الضبابُ مخلوطًا غَرَوِيًّا، تَتَشَتَّتُ الأشعةُ الضوئيّةُ عند مرور الضَّوء خلالَ جُسيماتِه، ويمكنُ مُلاحظةُ هذه الظاهرةِ بوضوح في بعض الغابات، كما يظهرُ في الشكل.

المخاليطُ المُتَجانِسة (Homogeneous Mixture (Solution:

يسمّى المخلوطُ المُتَجانِسُ **محلولَ Solution**، ويتكوّنُ من مادّتين أو أكثرَ لا يحدثُ بينهما تفاعلٌ كيميائيّ، وتنتشرُ جُسيماتُ المُذاب Solute على نحوٍ منتظم ومتماثل في جميع أنحاء المُذيب Solvent؛ لذلك يكون المحلولُ مُتَجانِسًا في التركيب والخواصّ. ويتراوح قطرُ جُسيمات المُذاب في المحلول (0.1-1 nm)؛ لذلك لا تُرى بالعين المُجرّدة أو المِجهر، ولا يمكنُ فصلُ مُكوّنات المحلول بالترشيح؛ وذلك لِصِغَرِ حجم جُسيماته. ومن أمثلة المحاليل المحلولُ الناتجُ من إذابة السُّكّر في الماء، وكذلك الكثيرُ منَ المحاليل التي تُستخدم في المختبرات الكيميائيّة.

تصنيفُ المحاليل:

تختلفُ المحاليلُ في خصائصها وأنواعها، وَتُصَنَّفُ وَفقَ حالة الإشباع إلى محاليلَ غيرِ مشبعة ومحاليلَ مشبعة ومحاليلَ فوقَ الإشباع؛ وذلك تبعًا لنسبة المُذاب في المُذيب؛ فإذا كان المحلولُ يستوعبُ زيادةً منَ المُذاب عند درجة الحرارة نفسِها فيسمّى المحلولَ غيرَ المشبع **Unsaturated Solution**، وإذا كان لا يستوعبُ زيادةً منَ المُذاب عند درجة الحرارة نفسِها فيسمّى المحلولَ المشبع **Saturated Solution**، في حين إذا كان يحتوي على زيادة منَ المُذاب أكثرَ ممّا يمكنُ إذابتُهُ عند درجة حرارة معيّنة في ظروف معيّنة فيسمّى محلولَ فوق الإشباع **Solution Super Saturated.**

تُصَنَّفُ المحاليلُ أيضًا وَفقَ قابليَّتِها للتوصيل الكهرَبائيّ إلى نوعين، هما، **المحاليلُ الكهرليّة Electrolyte Solutions**، وهي التي توصلُ التيارَ الكهرَبائيّ، سواء كان التوصيل بدرجة قويّة أو بدرجة ضعيفة، والمحاليلُ **اللاكهرليّة Non- Electrolyte Solutions** وهي التي لا توصلُ التيارَ الكهرَبائيّ.

يمكنُ كذلك تصنيفُ المحاليل تبعًا لحالة المُذيب الفيزيائيّة إلى محاليلَ صُلبة أو سائلة أو غازيّة؛ فسبيكةُ الفولاذ -مثلًا- محلولٌ صُلبٌ يتكوّنُ منَ الحديد والكربون وبعض العناصر الأُخرى، يكون فيه الحديدُ هو المُذيب؛ فهو يشكّلُ النسبة الأكبرَ بين المُكوّنات، وكذلك

أعملُ فلمًا قصيرًا باستخدام برنامج صانع الأفلام (movie maker)، يوضّحُ تصنيفَ المادّة إلى موادَّ نقيّة (عناصرُ وَمُرَكّبات) وموادَّ غيرِ نقيّة (مخاليطُ مُتَجانسةٌ وغيرُ مُتَجانسة)، ويشتملُ على مُخَطَّطٍ مفاهيميٍّ ومفهومٍ كلٍّ منها وصورٍ لأمثلة، ثمّ أُشاركُهُ معلّمي وزملائي في الصَّف.

الجدول (2): تصنيفُ المحاليل تبعًا لحالة المُذيب وأمثلةٌ عليها.

حالة المحلول	المُذاب	المُذيب	مثال
صُلب	صُلب	صُلب	النُّحاس في الذَّهب
	سائل	صُلب	الزئبق في الفضّة
	غاز	صُلب	الهيدروجين في البلاتين
سائل	صُلب	سائل	الملح في الماء
	سائل	سائل	الخِلّ في الماء
	غاز	سائل	ثاني أُكسيد الكربون في الماء
غاز	صُلب	غاز	جُسيمات الغبار في الهواء
	سائل	غاز	بخار الماء في الهواء
	غاز	غاز	الأكسجين في النيتروجين

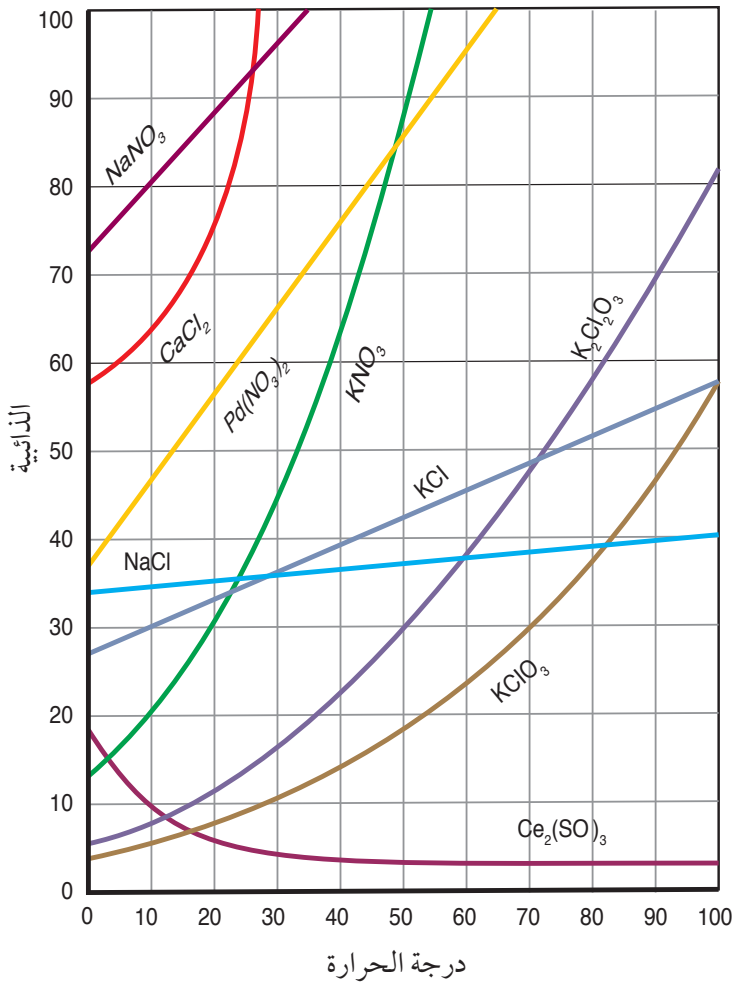
الهواءُ محلولٌ غازيٌّ يكونُ المُذيب فيه غازَ النيتروجين؛ فهو الوسطُ التي تنتشرُ فيه مُكوّناتُ الهواء المختلفة. ويوضِّحُ الجدول (2) تصنيفَ المحاليل تبعًا لحالة المُذيب ويذكرُ أمثلةً عليها.

وَتُعَدُّ المحاليلُ السائلة التي يكون فيها المُذيب ماءً من أكثر أنواع المحاليل استخدامًا في التفاعلات والمختبرات الكيميائيّة، وتسمّى المحاليلَ المائيّة.

المحاليلُ السائلة:

محلولُ صُلبٍ في سائل:

يُذيبُ الماءُ كثيرًا منَ الموادّ الصُّلبة، التي يعتمدُ ذوبانُها على عاملين أساسيين، هما: طبيعة المادة، ودرجة الحرارة. وتعتمد طبيعة المادّة على نوع قوى الترابط بين جُسيماتها؛ ممّا يؤثِّرُ في ذائبيتها في الماء. وتعرفُ **الذائبيّةُ Solubility** بأنها أكبرُ كتلة منَ المُذاب التي يمكن أن تذوبَ في 100 g منَ المُذيب (الماء) في درجة حرارة معيّنة، أو كميّةُ المُذاب اللازمةُ لعمل محلول مشبع عند درجة حرارة معيّنة. وتختلف ذائبيّةُ الموادّ الصُّلبة الأيونيّة (الأملاح) في الماء باختلاف درجة حرارة



الشكلُ (5): منحنياتُ الذائبيّة لعدد منَ الأملاح في الماء عند درجات حرارة مختلفة.

سؤال: ما أكبرُ كميّةٍ من KCl يمكنُ أن تذوبَ في 250 g ماء عند درجة حرارة 80 °c؟

المحلول. ويوضِّحُ الشكل (5) منحنياتِ الذائبيّة لعدد منَ الأملاح في 100 g منَ الماء عند درجات حرارة مختلفة.

تُلاحِظُ منَ الشكل -بوجه عام- أنّ ذائبيّة الأملاح في الماء تزداد بزيادة درجة حرارة المحلول، وتتفاوتُ هذه الزيادة من ملح لآخر،كما هو مبيَّنٌ في الشكل، فمنها ما تُلاحَظُ زيادةُ ذائبيته على نحوٍ كبير، مثل KNO_3، ومنها ما تزداد ذائبيتُهُ على نحوٍ طفيف، مثل .في حين يُلاحظُ أن ذائبيّة الملح $Ce_2(SO_4)_3$ تقلُّ بزيادة درجة الحرارة.

سؤال: ما مقدارُ ذائبية ملح KCl في الماء عند درجة 50 سيليسية؟

أبحثُ: أرجِعُ إلى المواقع الإلكترونيّة عبرَ شبكة الإنترنت، ثمّ أُصَمِّمُ تجرِبةً لقياس تركيز أيون الكلوريد Cl^- في عينةٍ من مياه الشرب، وَأُقارِنُ النتيجةَ بالمواصفاتِ الأردنيّة لمياه الشرب.

محلولُ سائلٍ في سائل:

تذوبُ بعضُ السوائل في الماء، في حين لا تذوبُ فيه سوائلُ أُخرى؛ فمثلًا يذوبُ فيه الإيثانول CH_3CH_2OH لأنّ جُزيئاتِهِ تمتلكُ خصائصَ قطبيّةً فتعملُ روابطَ قويّةً معَ جُزيئات الماء القطبيّة؛ ممّا يؤدّي إلى امتزاجهما وتكوينهما محلولًا مُتَجانِسًا. وفي المقابل لا يذوب البنزينُ C_6H_6 في الماء لأنّ جُزيئاتِهِ لا تمتلكُ خصائصَ قطبيّةً فلا يحدثُ تجاذبٌ بينها وبين جزيئات الماء؛ لذا يكوّنا طبقتين منفصلتين، ولا يمتزجان.

محلولُ غازٍ في سائل:

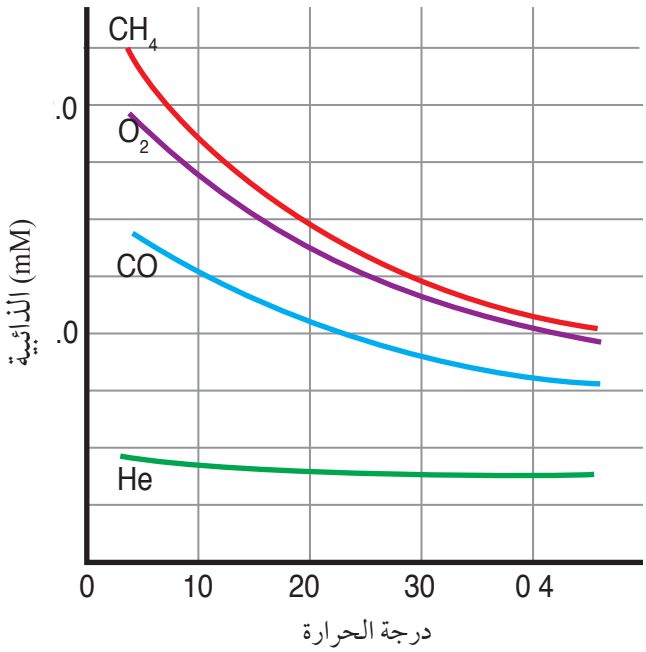
تتفاوتُ الغازاتُ في ذائبيَّتها في الماء، ويعتمدُ ذلك على طبيعة الغاز المُذاب ودرجة الحرارة وضغط الغاز. ويوضِّحُ الجدول (3) الكتلةَ الموليّةَ لبعض الغازات وذائبيَّتَها في الماء.

بوجهٍ عام، ذائبيّةُ العديدِ منَ الغازات منخفضةٌ في الماء وتزدادُ بزيادة الكتلة الموليّة للغاز؛ ويعودُ ذلك إلى زيادة قوى التجاذب بين جُسيمات الغاز وجزيئات الماء. ويوضِّحُ الشكل (6) أثرَ درجة الحرارة في ذائبيّة بعض الغازات؛ حيث يُلاحظُ أنّ ذائبيّة الغازات في الماء تقلُّ بزيادة درجة الحرارة؛ إذ تزدادُ الطاقةُ الحركيّة لِجُسيمات الغاز وتتغلَّبُ على قوى التجاذب بينها وبين جزيئات الماء؛ ما يؤدّي إلى انفلاتها ومغادرتها المحلول.

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

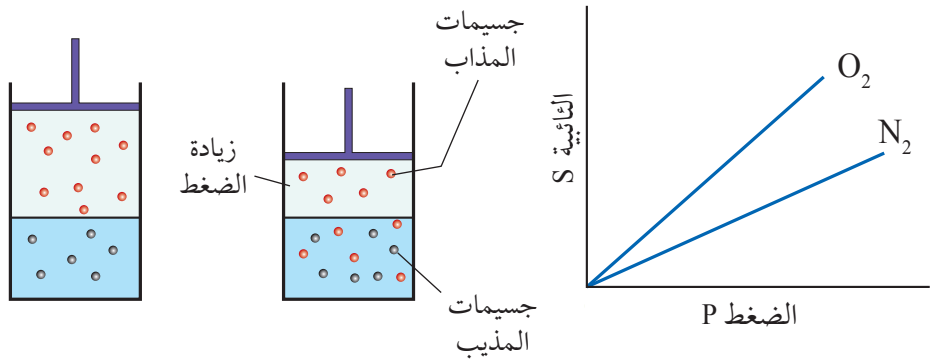
الغاز	الكتلةُ الموليّة $Mr\ (g\backslash mol)$	الذائبيّة $g\ Gas\backslash 100\ g\ H_2O$
N_2	28	0.018
O_2	32	0.040
CO_2	44	0.140

أفكّر: لماذا يختلفُ طعمُ ماء الشرب عند تسخينه؟



الشكلُ (6): أثرُ درجة الحرارة في ذائبيّة بعض الغازات.

سؤال: أُرَتِّبُ الغازاتِ في الشكل وَفقَ ذائبيَّتها في الماء عند درجة حرارة 20 درجة سيليسية.



الشكلُ (7): العلاقةُ بين ذائبيّة الغاز وضغطه.

كما تزدادُ ذائبيّةُ الغازات في الماء بزيادة الضغط الجزئيِّ للغاز؛ فبزيادة الضغط الخارجيّ فوقَ المحلول تزدادُ ذائبيّةُ الغاز في المُذيب. وقد تمكّنَ العالِمُ هنري من إيجاد علاقة بين ذائبيّةِ الغاز وضغطه المؤثِّرِ في سطح السائل في ما يُعرَفُ بقانون هنري، الذي ينصُّ على أنّ «ذائبيّةَ الغاز في سائل ما تتناسبُ طرديًّا معَ الضغط المؤثِّرِ في سطح السائل عند ثبات درجة الحرارة». انظرِ الشكل (7)، الذي يوضِّحُ العلاقة بين ذائبيّة الغاز وضغطه.

وتعتمدُ قيمةُ ثابت هنري على نوع الغاز ودرجة الحرارة؛ فمثلًا، تحتوي عبوةُ المشروب الغازيِّ على كميّة من غاز ثاني أُكسيد الكربون CO_2 المُذاب في الماء تحت ضغط أعلى منَ الضغط الجويّ، وعندما تكونُ مغلقةً فإنّ ضغط جُسيمات الغاز فوقَ المحلول يعملُ على إبقاء الغاز ذائبًا فيه، وفي المقابل عند فتحها يقلُّ ضغطُ الغاز المُذاب وَيُلاحظُ تصاعدُ فُقاعاتِه. وَيُعَبَّرُ عن قانون هنري كما يأتي:

ذائبيّة الغاز = ثابت هنري × ضغط الغاز

$$S = K_H \times P$$

(S) ذائبيّة الغاز، وَتُقاسُ بوحدة g/L

(P) ضغط الغاز، وَيُقاسُ بوحدة atm

K_H ثابت هنري، وَيُقاسُ بوحدة ml. mol/ L.atm

ويمكنُ التعبيرُ عنِ 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)

الربطُ بعلم الأحياء

ذائبيّةُ الفيتاميناتِ في الماء

يحتاجُ جسمُ الكائن الحيِّ إلى الفيتاميناتِ للمحافظةِ على صحته وحمايته مِنَ الأمراض، وَتُصَنَّفُ الفيتامينات بحسبِ قابليَّتِها للذوبان في الماء أو الدّهن؛ فالذائبةُ في الماء، مثلُ فيتامينات (B، C)، لا يستطيعُ الجسمُ تخزينَها والاحتفاظَ بها لوقت طويل؛ لذلك مِنَ الضروريِّ تناولُ الوجباتِ اليوميّةِ المحتويةِ عليها، في حين أنّ الفيتاميناتِ الذائبةَ في الدُّهون، مثلِ (A، D، K، E)، تمتصُّها الأمعاءُ بمساعدة الدّهون، وهي تُخَزَّنُ في الجسم فترةً طويلة؛ ولذلك يُفَضَّلُ تناولُ فيتامين D –مثلًا– خلالَ وجبةٍ تحتوي على الدُّهنيّات.

المثال 1

إذا كانت ذائبيّةُ غاز ما في الماء عند درجة حرارة 25 C وضغط 1.5 atm هي 65 g/L، فما ذائبيّتُهُ عند ضغط 0.5 atm؟

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

ذائبيّة الغاز $S_1 = 0.65\ g/L$

ضغط الغاز $P_1 = 1.5\ atm$

ضغط الغاز $P_2 = 0.5\ atm$

المطلوب: حسابُ ذائبيّةِ الغاز S_2

الحلّ: بالتعويض في القانون

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

$$\frac{0.65}{1.5} = \frac{S2}{0.5}$$

$$S_2 = 0.217\ g/L$$

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

مراجعةُ الدرس

1 - **الفكرةُ الرئيسة**: أوضِّحُ المقصودَ بكلٍّ منَ الآتي:
المخلوط المُتَجانِس، المخلوط غير المُتَجانِس، الذائبيّة.

2 - **أُقارنُ** بين جُسيماتِ المخلوطِ المُعَلَّقِ والمخلوطِ الغَرَويِّ والمحلول، من حيثُ: حجمُها، وفصلُها بالترشيح، وتشتيتُها للضَّوء.

3 - **أُصَنِّفُ** المحاليلَ الآتية تبعًا لحالة المُذيب الفيزيائيّة إلى محاليلَ صُلبة، وسائلة، وغازيّة:
العملةُ الفِلِزيّة، ثاني أُكسيد الكربون في الهواء، كِبريتاتُ النُّحاس في الماء، محلولُ الإيثانول.

4 - **أتوقّع**: **أُفَسِّرُ** أيَّ الغازين؛ O_2 أم NH_3 أعلى ذائبيّةً في الماء عند الظروف نفسِها.

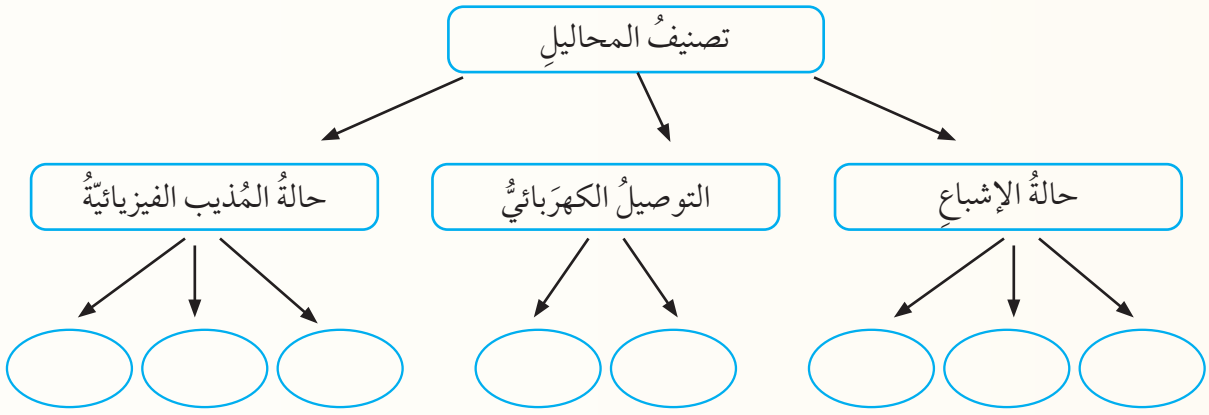
5 - يبيِّنُ الجدولُ الآتي ثلاثةَ غازات وَكُتَلَها الموليّةَ عند الظروف نفسِها منَ الضغط ودرجة الحرارة.

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

أ . أُحَدِّدُ الغازَ الذي له أعلى ذائبيّةٍ في الماء.

ب . ارسُمُ ثلاثةَ مُنحنياتٍ تمثِّلُ ذائبيّةَ الغازات الثلاثة عند درجات حرارة مختلفة.

6 - أُكمِلُ المُخَطَّطَ المفاهيميَّ الآتي:



الدرسُ 2

تركيزُ المحاليل
Solutions Concentration

الفكرةُ الرئيسة:

يمكنُ التعبيرُ عن تركيز المحلول بالكسر الموليّ، والنسبة المئويّة والمولاريّة والمولاليّة.

نتاجاتُ التعلُّم:

- أحسُبُ تركيزَ المحلول بوحدات الكسر الموليّ، والمولاريّة، والمولاليّة، والنسبة المئويّة.
- أُحَضِّرُ مخبريًّا محاليلَ قياسيّةً مختلفة بتراكيزَ مختلفة.

المفاهيمُ والمصطلحات:

الكسرُ الموليُّ Mole Fraction

النسبةُ المئويّةُ بالكتلةِ Percent Mass

النسبةُ المئويّةُ بالحجمِ Percent Volume

المولاريّةُ Molarity

المولاليّةُ Molality

المحاليلُ القياسيّةُ Standard Solutions

المحلولُ المُخَفَّفُ Dilute Solution

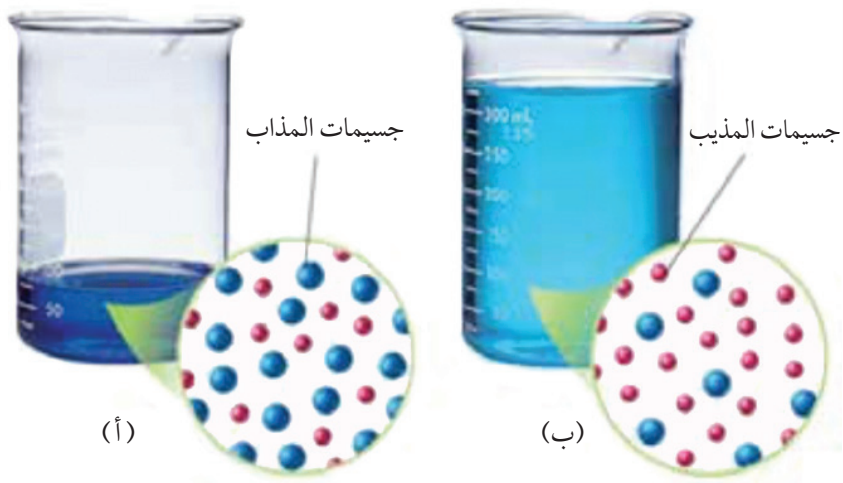
المحلولُ المُرَكَّزُ Concentrated Solution

تحتاجُ الكثيرُ منَ الصناعات الكيميائيّة، مثل إنتاج الموادّ الكيميائيّة والعقاقير الطبيّة والمنظّفات وغيرها، إلى التعامل معَ تراكيزَ معيّنةٍ منَ المحاليل. فما التركيز؟ وما طرائقُ التعبير عنه؟

التعبيرُ عنِ التركيز

يُعَدُّ تركيزُ المحلول مقياسًا للتعبير عن كميةِ المادّة المُذابة في كميّةٍ محدّدة منَ المُذيب أو المحلول. ويمكنُ التعبيرُ عنِ التركيز وصفيًّا بكلمةِ مُخَفَّفٍ أو مُرَكَّز؛ فالمحاليلُ المركّزةُ تحتوي على كميّة كبيرة منَ المادّة المُذابة، في حين تحتوي المحاليلُ المُخفَّفةُ على كميّة قليلة منَ المُذاب في الحجم نفسِه منَ المُذيب؛ فمثلًا، محلولٌ يحتوي على 200 g منَ السُّكّر في حجم 1L منَ الماءِ، وَآخَرُ يحتوي على 20 g منَ السُّكّر في الحجم نفسِه، فإنّ طعمَ المحلولِ الأولِ أكثرُ حلاوةً منَ طعمِ المحلولِ الثاني، ويُوصَفُ المحلول بأنّه مُرَكَّز Concentrated، في حين يُوصَفُ المحلولُ الثاني بأنّه مُخَفَّف Diluted. وكذلك يمكنُ ملاحظةُ اختلاف شدّة اللون الأرزق لمحلول كِبريتات النُّحاس المُخَفَّفِ والمحلول المُرَكَّز. ويوضِّحُ الشكل (8) محلولًا مُرَكَّزًا وَآخَرَ مُخَفَّفًا من كِبريتات النُّحاس (II).

يمكنُ أيضًا التعبيرُ عنِ التركيز كَمِّيًّا بِوَصفِهِ نسبةً بين كميّة المُذاب إلى كميّة المُذيب أو المحلول، وذلك باستخدام الطرائق الكميّة؛ الكسرِ الموليّ، أو النسبةِ المئويّة الكتليّة أو الحجميّة أو المولاريّة أو المولاليّة.



الشكلُ (8):

(أ) محلولٌ مُرَكَّزٌ من كِبريتات النُّحاس (II).

(ب) محلولٌ مُخَفَّفٌ من كِبريتات النُّحاس (II).

الكسرُ الموليُّ Mole Fraction

الكسرُ الموليُّ (*X*) Mole Fraction هو النسبةُ بين عدد مولات المادّة المُذابة أو المُذيب في المحلول إلى عدد المولات الكليّة للمُذاب والمُذيب. وَيُعَبَّرُ عنه رياضيًّا كما يأتي:

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

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

X_a الكسرُ الموليُّ للمُذيب

n_a عددُ مولات المُذيب

X_b الكسرُ الموليُّ للمُذاب

n_b عددُ مولات المُذاب

المثال 2

إذا علمتُ أنّ غلايكولُ الإيثيلين $C_2H_6O_2$ (EG) يُستخدمُ على نطاق واسع في خفض درجة تجمّد الماء داخلَ مشعِّ السيّارة، وكان عددُ مولات الماء 4 mol وعددُ مولات غلايكول الإيثيلين 1.25 mol، فأحسُبُ الكسرَ الموليَّ لكلٍّ منَ الماء وغلايكول الإيثيلين.

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

عددُ مولات الماء = 4 mol

عددُ مولات EG = 1.25 mol

المطلوب: حسابُ الكسر الموليِّ لكلٍّ من H_2O و EG.

الحلّ:

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

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

يمكنُ التعبيرُ عنِ الكسر الموليِّ بنسبةٍ مئويّة؛ فالكسرُ الموليُّ للماء 0.762 يعني أنّ المحلول يحتوي على 76.2٪ منَ الماء، والكسرُ الموليُّ لغلايكول الإيثيلين 0.238 يعني أنّ نسبته المئويّة 23.8٪.

المثال 3

أحسُبُ الكسرَ الموليَّ للإيثانول C_2H_6O في محلول تكوّنَ من خلط 300 g منه معَ 27.777 mol منَ الماء. علمًا أنّ الكتلة الموليّة $Mr = 46\ g/mol$ (C_2H_6O)

تحليلُ السؤال (المُعطيات):

كتلةُ الإيثانول $m = 300\ g$

عددُ مولات الماء $n = 27.777\ mol$

المطلوب: حسابُ الكسر المولي للإيثانول.

الحلّ:

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

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

وبالتعويض:

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

وعليه، فإنّ الكسرَ الموليَّ للإيثانول:

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

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

✓ **أتحقَّق:** أحسُبُ الكسرَ الموليَّ لكلٍّ منَ الماء وَحِمض الهيدروكلوريك في محلول منهما، علمًا أنّ عدد مولات الماء 2 mol وعدد مولات حِمض الهيدروكلوريك 2.5 mol

الشكلُ (9): النسب المئوية لمكونات أحد العصائر.

النسبةُ المئويةُ بالكتلة Percent Mass

تعرف **النسبة المئوية بالكتلة** **Mass Percent (*m* %)** بأنها النسبة المئوية بين كتلة المُذاب إلى كتلة المحلول. حيث تساوي كتلة المحلول مجموع كتلتي المُذاب Solute والمُذيب Solvent. لذا تستعمل النسبة المئوية بالكتلة في التعبير عن تراكيز المحاليل التي يكون فيها المُذاب صلبًا والمُذيب سائلاً. وغالبا ينظر إلى النسبة المئوية بالكتلة على أنها عدد غرامات المُذاب في 100 g من المحلول، فمثلا لتحضير محلول من ملح الطعام تركيزه 8% بالكتلة يلزم إذابة 8 g من ملح الطعام في كمية قليلة من الماء المقطر ثم اضافة الماء إلى المحلول حتى تصبح كتلته 100 g وبذلك تكون كتلة المُذيب 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 يلي:

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

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

الربط بالصحة

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

المثال 4

أحسُبُ النسبة المئويّة بالكتلة للمحلول الناتج من إذابة 40 g من كلوريد الصوديوم في 160 g منَ الماء المُقَطَّر.

تحليلُ السؤال (المُعطيات):

كتلةُ المُذاب = 40 g

كتلةُ المُذيب = 160 g

المطلوب: حسابُ النسبة المئويّة بالكتلة للمحلول (*m* %)

الحلّ:

حسابُ كتلةِ المحلول $m\ of\ solution = 40 + 160 = 200\ g$

حسابُ النسبة المئويّة بالكتلة $m\ \% = \frac{40g}{200g} \times 100\ \% = 20\ \%$

المثال 5

أحسُبُ كتلةَ NaOH اللازمةَ لتحضير محلول كتلتُهُ 60 g بتركيز 3 % بالكتلة.

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

كتلةُ المحلول= 60 g

النسبةُ المئويّةُ بالكتلة = 3 %

المطلوب: حسابُ كتلةِ المُذاب NaOH

الحلّ:

بالتعويض في القانون

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

$$m\ NaOH = 1.8\ g$$

✓ **أتحقَّق:** أحسُبُ النسبة المئويّة بالكتلة للمحلول الناتج من إذابة 70 g من نترات البوتاسيوم في 230 g منَ الماء المُقَطَّر.

النسبةُ المئويّةُ بالحجم Percent Volume

تعرفُ **النسبةُ المئويّةُ بالحجم Percent Volume (*V* %)** بأنّها النسبةُ المئويّة بين حجم المُذاب إلى حجم المحلول، ويقاسُ حجمُ المحلول بمجموع حجمي المُذاب والمُذيب.

تستخدمُ النسبةُ المئوية بالحجم للتعبير عن تراكيز المحاليل التي يكون فيها المُذاب والمُذيب في الحالة السائلة، ويمكنُ النظرُ إلى النسبة المئويّة بالحجم بوَصفِها حجمَ المُذاب (mL) في 100 mL منَ المحلول، ويوضِّحُ الشكل (10) النسبةَ المئويةَ بالحجم المكتوبةَ على عبوةٍ زجاجيّةٍ لمحلولِ حِمض الكِبريتيك؛ حيثُ تشيرُ النسبة 98 % إلى تركيز محلول الحِمض؛ أي أنّ كلَّ 100 mL منَ المحلول يحتوي على 98 mL منَ الحِمض و 2 mL منَ الماء. ويمكنُ التعبيرُ عنِ النسبة المئويّة بالحجم بصيغة رياضيّة على النَّحوِ الآتي:

الشكلُ (10): النِّسَبُ المئويّةُ بالحجم لمحلول حِمض الكِبريتيك.

$$\text{النسبةُ المئويّةُ بالحجم } (V\,\%) = \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} \times 100\ \%$$

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

المثال 6

أحسُبُ النسبةَ المئويّةَ بالحجم (*V* %) لمحلول منَ الإيثانول حُضِّرَ بإذابة 65 ml منه في كميّةٍ منَ الماء المُقَطَّرِ حتى أصبح حجمُهُ 300 ml

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

حجمُ الإيثانول المُذاب = 65 ml

حجمُ المحلول = 300 ml

المطلوب: حسابُ النسبة المئويّة بالحجم لمحلول الإيثانول.

الحلّ:

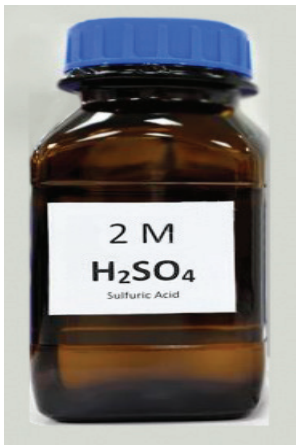
$$V\,\% = \frac{65}{300} \times 100\ \% = 22\ \%$$

أُفكِّر: ما الفرقُ بين النسبة المئويّة بالكتلة والنسبة المئويّة بالحجم؟

✓ **أتحقَّق:** أحسُبُ النسبة المئويّة بالحجم لمحلول منَ الأسيتون حُضِّرَ بإذابة 28 mL منه في كميّة منَ الماء المُقَطَّرِ حتى أصبح حجمُ المحلول 150 mL

المولاريّة Molarity

تُعَدُّ المولاريّةُ من أكثر الوحدات شيوعًا لقياس التركيز، وتسمّى أيضًا التركيزَ المولاريّ أو **المولاريّة Molarity (M)**، وهي عددُ مولات المادّة المُذابة في لتر واحد منَ المحلول. فمثلًا، محلولٌ حجمُهُ 1L يحتوي على 1 mol منَ المُذاب يكون تركيزُهُ 1 mol/L، أو يُكتَبُ على النَّحو (1 M). انظرِ الشكل (11)، الذي يبيِّنُ التركيزَ المولاريّ لمحلول حِمض الكِبريتيك H_2SO_4. ويمكنُ التعبيرُ عنِ المولاريّة بصيغة رياضيّة على النَّحوِ الآتي:



الشكلُ (11): التركيزُ المولاريُّ لمحلول H_2SO_4.

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

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

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

المثال 7

مولاريّةُ محلولٍ حجمُهُ 0.5 L يحتوي على 0.1 mol منَ المُذاب.

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

حجمُ المحلول = 0.5 L

عددُ مولات المُذاب = 0.1 mol

المطلوب: حسابُ مولاريّة المحلول (التركيز المولاريّ).

الحلّ:

بالتعويض في القانون

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

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

المثال 8

أحسُبُ مولاريّةَ محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH حُضِّرَ بإذابة 5.6 g في 0.2 L منَ الماء، علمًا أنّ الكتلة المولّية (KOH) = *Mr* 56 g/mol

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

حجمُ المحلول = 0.2 L

كتلةُ المُذاب m = 5.6 g

Mr 56 g/mol =

المطلوب: حسابُ مولاريّة المحلول.

الحلّ:

حسابُ عدد مولات (n) هيدروكسيد البوتاسيوم

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

حسابُ مولاريّة المحلول

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

✓ **أتحقّق:** أحسُبُ كتلةَ السُّكَر $C_6H_{12}O_6$ اللازمةَ لعمل محلول حجمُهُ 2 L وتركيزُهُ 0.04 M، علمًا أنّ الكتلة المولّية Mr = 180 g/mol ($C_6H_{12}O_6$)

المولاليّة Molality

يتأثرُ حجم المحلول بتغيّر درجة حرارته، فيزداد حجمُهُ بزيادة درجة الحرارة؛ ممّا يُقلّلُ من تركيزه، كما أنّ انخفاضَ درجة حرارته يُقلِّلُ من حجمه، فيزداد تركيزُه، إلّا أنّ عدد مولات المُذيب والمُذاب لا تتغيّر، ومن ثَمَّ فإنّ كتلّ الموادّ لا تتغيّر في المحلول بتغيّر درجة الحرارة؛ لذلك يمكنُ وصفُ تركيزه عن طريق عدد مولات المُذاب في كتلة معيّنة منَ المُذيب، ويسمّى هذا التركيزُ المولاليّة **Molality (m)**، وهي نسبةُ عدد مولات المُذاب في 1 kg منَ المُذيب؛ فمثلًا، محلولٌ يحتوي على 1 mol منَ المُذاب في 1 kg منَ المُذيب يكونُ تركيزُهُ 1 molal.

ويمكنُ التعبيرُ عنِ المولاليّة بصيغة رياضيّة على النَّحوِ الآتي:

$$\text{المولاليّة (التركيز المولاليّ) m} = \frac{\text{عدد مولات المُذاب } (mol)}{\text{كتلة المذيب } (kg)}$$

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

المثال 9

أحسُبُ مولاليّةَ محلول تكوّنَ بإذابة 6 mol من سُكّر الجلوكوز في 8 kg منَ الماء المُقَطَّر.

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

عددُ مولات المُذاب = 5 mol

كتلةُ المُذيب = 8 kg

المطلوب: حسابُ مولاليّة المحلول

الحلّ:

بالتعويض في القانون

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

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

المثال 10

أحسُبُ التركيزَ المولاليَّ لمحلول يحتوي على 25 g من كِبريتات الصوديوم Na_2SO_4 مُذابة في 500 g من الماء. علمًا أنّ الكتلة الموليّة Na_2SO_4) $Mr = 142$ 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.

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

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

– التعويضُ في القانون

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

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

أتحقَّق: أحسُبُ مولاليّةَ المحلول الذي يحتوي على 8.4 g فلوريد الصوديوم NaF مُذابة في 400 g منَ الماء المُقَطَّر. علمًا أنّ الكتلة الموليّة (NaF) $Mr = 42$ g/mol

أفكِّر: كيف يمكنُ حسابُ الكسر المولِيِّ لِمُكوّنات محلول مائيّ بمعرفة مولاليَّتِه؟

الشكلُ (12): دوارقُ حجميّةٌ مختلفةُ الحُجوم

المحاليلُ القياسيّة Standard Solutions

تُستخدمُ في مختبرات الكيمياءِ **محاليلُ قياسيّة** Standard solutios، وهي محاليلُ معلومةُ التركيزِ بدقة.

ويحتوي 1 L منَ المحلول القياسيّ على 1 mol منَ المُذاب، ويمكنُ تحضيرُهُ بإذابة كتلة معّينة منَ المادّة في كميّة محدّدة منَ المُذيب النقيّ، مثل الماء المُقَطَّر، وَيُستخدمُ لهذه العمليّة دورقٌ حجميٌّ مناسب. انظرِ الشكل (12)، الذي يوضِّحُ دوارقَ حجميّةً مختلفةَ الحُجوم.

يُجري الكيميائيُّ أحيانًا تجاربَ مِخبريّةً باستعمال كميّة صغيرة منَ المحلول بدلًا منَ استعمال كميّة كبيرة؛ لذلك يمكنُ تحضيرُ المحلول المطلوب من خلال التحكُّم في حجمِهِ وفي كتلة المُذاب؛ فمثلًا، يمكنُ تحضيرُ محلول تركيزُهُ 0.1 M من هيدروكسيدِ الصوديوم NaOH بطرائقَ عدّة، منها: إذابة 4 g منه في حجمِ 1 L منَ المحلولِ، أو إذابة 0.4 g منه في حجمِ 100 mL، أو إذابة 0.04 g في 0.01mL، وهكذا.

أعملُ فلمًا قصيرًا باستخدام صانع الأفلام movie maker، يوضِّحُ طرائقَ التعبيرِ عنِ التركيز: (الكسر المولي، النسبة المئويّة بالكتلة، النسبة المئويّة بالحجم، المولاريّة، المولاليّة)، على أن يشتمل على مفهوم كلٍّ منها، وصيغِها الرياضيّة، ثمّ أشاركُهُ معَ معلّمي وزملائي في الصّف.

أبحثُ: مُستعينًا بمصادر المعرفة المناسبة، أبحثُ عمّا يُعَبِّرُ عن تركيز المحاليل باستخدام طريقة الجزء مِنَ المليون Part Per Million (PPM)، وطريقة العيارية Normality (N) مُعَرِّفًا الطريقةَ وَمُبَيِّنًا أهميّةَ استخدامِ كل منها وَمُوَضِّحًا تطبيقاتِها العمليّة، ثمّ أكتبُ تقريرًا عن ذلك أناقشُهُ معَ معلمي وزملائي في الصَّف.

التجربةُ 1

المحلولُ القياسيّ

الموادُّ والأدوات:

بيرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$، ميزان كتلة حسّاس، دورق حجميّ سَعة 500 mL ماء مُقَطَّر، ساق تحريك زجاجيّ، كأس زجاجيّة سَعة 100mL، ملعقة، صحن زجاجيّ، قطّارة.

إرشاداتُ السلامة:

أحذَرُ عند التعامل معَ الموادّ الكيميائيّة، وأرتدي القفازاتِ ومعطفَ المختبر.

خطواتُ العمل:

1- أقيسُ، باستخدام الميزان الحسّاس، 0.79 g من بيرمنغنات البوتاسيوم.

2- أضعُ الكتلةَ المَقيسَةَ في الكأس الزجاجيّة، وَأُضيفُ إليها كميّةً قليلة منَ الماء المُقَطَّر، ثمّ أُحرِّكُها حتى تذوبَ تمامًا.

3- أسكُبُ المحلولَ الناتج في الدورق الحجميّ سَعة 500 mL

4- أُكَرِّرُ عدّةَ مرّاتٍ إضافةَ كميّة قليلة منَ الماء المُقَطَّر إلى الكأس الزجاجيّة، وأحرِّكُ المحلولَ ثمّ أسكُبُهُ في الدورق الحجميّ حتى يقتربَ مستواهُ منَ العلامة الموجودة على عُنق الدورق.

5- أُلاحظ: أستخدمُ القطّارة لإضافة الماء المُقَطَّر تدريجيًّا إلى الدورق الحجميّ حتى يصبح مستوى تَقَعُّرِ المحلول عند مستوى العلامة على عُنق الدورق، ثمّ أرجُّ المحلولَ حتى يتجانس.

التحليلُ والاستنتاج:

1- أحسُبُ عددَ مولات بيرمنغنات البوتاسيوم (Mr = 158g/mol).

2- أحسُبُ مولاريّةَ المحلول الناتج.

3- أتوقّع: ماذا يحدثُ لتركيز المحلول عندما تُضافُ إليه كميّةٌ أُخرى منَ المُذيب؟

تخفيفُ المحاليل:

يمكنُ الحصولُ على **المحلول المُخَفَّف** **Dilute Slution** بإضافة كميّة منَ المُذيب إليه؛ حيث يزدادُ حجمُهُ نتيجةً لزيادة كميّة المُذيب فيزدادُ عددُ جُسيمات المُذيب ويقلُّ -في الوقتِ نفسِه- تركيزُ المُذاب، ومن ثَمَّ يقلُّ تركيزُ المحلول. علمًا أنّ كتلة المُذاب وعددَ مولاته في المحلول تبقى ثابتة.

باستخدام الصيغة الرياضيّة لقانون المولاريّة: $M = \frac{n}{V}$

ومنها نجد أنّ: $M \times V = n$

ولمَا كان عددُ مولات المُذاب يبقى ثابتًا ولا يتغيّر بتخفيف المحلول، فإنّ عددَها قبلَ التخفيف يساوي عددَها بعدَ التخفيف؛ وبذلك يمكنُ حسابُ عدد مولات المحلول، قبلَ التخفيف وبعدَه، باستخدام معادلة التخفيف، كما يأتي:

عدد المولات بعدَ التخفيف = عدد المولات قبلَ التخفيف

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

المثال 11

أحسُبُ مولاريّةَ محلول حُضِّرَ بإضافة 380 mL منَ الماء المُقَطَّر إلى 20 mL من محلول تركيزُهُ 0.2 M

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

مولاريّةُ المحلول قبلَ التخفيف = 0.2 M

حجمُ المحلول قبلَ التخفيف = 20 mL

حجمُ الماء المُضاف للتخفيف = 380 mL

المطلوب: حسابُ مولاريّة المحلول بعد التخفيف.

الحلّ:

عند إضافة الماء إلى المحلول يزداد حجمَهُ؛ لذلك فإنّ

حجمُ المحلول النهائيّ V_2: $V_2 = 20 + 380 = 400$ ml

وبالتعويض في العلاقة السابقة:

عدد المولات بعدَ التخفيف = عدد المولات قبلَ التخفيف

$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$

$0.2 \times 20 = M2 \times 400$

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

$= 0.01M$

أتحقَّق: أحسُبُ حجمَ الماء اللازم إضافتُهُ إلى 50 mL من محلول KCl الذي تركيزُهُ 4 M ليصبح تركيزُهُ 0.2 M

مراجعةُ الدرس

1 - الفكرةُ الرئيسة: أوضِّحُ المقصودَ بكلٍّ من: المحلول المُخَفَّف، الكسر الموليّ، النسبة المئويّة بالكتلة، النسبة المئويّة بالحجم، المولاريّة، المولاليّة، المحلول القياسيّ.

2 - أحسُبُ الكسرَ الموليَّ لكلٍّ منَ الماء ونترات البوتاسيوم KNO_3 في محلول منهما، علمًا أنّ عدد مولات الماء 5 mol وعدد مولات نترات البوتاسيوم 3 mol.

3 - أحسُبُ كتلة KOH اللازمة لتحضير محلول كتلته 30 g بتركيز 1 % بالكتلة.

4 - أحسُبُ كتلةَ حِمض HCl الموجودةَ في 0.5 L من محلول الحِمض الذي تركيزُهُ 20 % بالكتلة، علمًا أنّ كثافة المحلول 1 g/mL.

5 - أحسُبُ النسبة المئويّة بالكتلة للمحلول الناتج من إذابة 15 g من كربونات الصوديوم Na_2CO_3 في 350 g منَ الماء المُقَطَّر.

6 - أحسُبُ النسبة المئويّة بالحجم لمحلول من HBr تكوَّنَ بإذابة 40 mL منه في كميّة منَ الماء المُقَطَّر حتى أصبح حجمُ المحلول 300 mL.

7 - أحسُبُ مولاريّة محلول يحتوي على 5 g من كِبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 مُذابة في 100 mL منَ الماء، علمًا أنّ الكتلة الموليّة (K_2SO_4) Mr = 174 g/mol.

8 - أحسُبُ حجمَ المحلول اللازم لتحضير محلول من سُكّر الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ تركيزُهُ 0.5 M، علمًا أنّ كتلة المُذاب 15 g والكتلة الموليّة ($C_6H_{12}O_6$) Mr = 180 g/mol.

9 - أحسُبُ مولاليّة محلول يحتوي على 30 g من LiBr مُذابة في 300 g منَ الماء، علمًا أنّ الكتلة الموليّة (LiBr) Mr = 87 g/mol.

10- أحسُبُ كتلة KCl لتحضير محلول تركيزُهُ 0.2 mol/Kg في 200 g ماء مُقَطَّر، علمًا أن الكتلة الموليّة (KCl) Mr = 74.5 g/mol.

11-أحسُبُ حجم الماء اللازم إضافتُهُ إلى 5 mL من محلول NaOH ذي التركيز 0.1 M ليصبح تركيزُهُ 0.001 M.

12-أُحَدِّدُ خطواتِ تحضير محلول من NaCl مولاريَّتُهُ 0.1M وحجمُهُ 500 mL، علمًا أنّ الكتلة الموليّة (NaCl) Mr = 58.5 g/mol.

خصائصُ المحاليل
Properties of Solutions

الفكرةُ الرئيسة:

للمحاليلِ خصائصُ عدّة، كالضغط البخاريّ ودرجة الغليان ودرجة التجمّد والضغط الأُسموزيّ.

نتاجاتُ التعلُّم:

- أستنتجُ الخصائصَ الجامعة للمحاليل (الضغط البخاريّ، درجة الغليان، درجة التجمّد، الضغط الأُسموزيّ).
- أُجري حساباتٍ لمعرفة درجة تجمّد المحلول ودرجة غليانه.
- أُقارنُ بين أثر المُرَكَّبات الأيونيّة والجُزيئيّة في تغيير خصائص المُذيب.
- أستقصي بعضَ التطبيقات العمليّة المرتبطة بخائص المحاليل.

المفاهيمُ والمصطلحات:

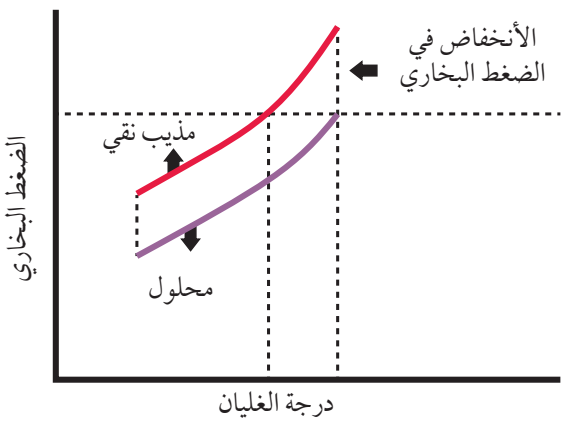
الخصائصُ الجامعةُ
Colligative Properties
الضغطُ البخاريُّ للسائل
Vapor Pressure
الارتفاعُ في درجةِ الغليان
Boiling Point Elevation
الانخفاضِ في درجةِ التجمّد
Freezing Point Depression
الضغطُ الأُسموزيُّ Osmotic Pressure

الخصائصُ الجامعةُ للمحاليل
Colligative Properties of Solutions

عرفتُ في ما سبق أنّ المحاليلَ تتكوّنُ منَ المُذاب والمُذيب، وقد وُجد أنّ بعضَ خصائص المُذيب الفيزيائيّة تتأثّرُ بكميّة الجُسيمات المُذابة فيه، ولا تعتمدُ على طبيعة المُذاب، ويطلقُ على هذه الخصائص التي تتأثّرُ بكمية المُذاب اسمُ **الخصائص الجامعةِ للمحاليل Colligative Properties of Solutions**، مثل الارتفاع في درجة الغليان والانخفاض في درجة التجمّد. فما المقصودُ بالخصائص الجامعة للمحاليل؟

الانخفاضُ في الضغطِ البخاريّ Vapor Pressure Lowering

عرفتُ في ما سبق أنّ السائلَ يتبخّرُ عند أيّ درجة حرارة، وأنّ البخارَ الناتجَ يولِّدُ ضغطًا على سطح السائل يسمّى **الضغطَ البخاريَّ للسائل Vapor Pressure**، ويعرفُ بأنّه الضغطُ الناتج من جُزيئات بخار السائل في وعاء مُغلق عندما يكونُ في حالة اتزان معَ جُزيئات السائل عند درجة حرارة وضغط ثابتين، وعندها تساوي سرعةُ التبخُّر سرعةَ التكاثف. وقد بيّنَتِ التجاربُ أنّ الضغط البخاريَّ لمُذيب نقيٍّ مُتَطايرٍ ينخفضُ بإذابة مادّة غيرِ مُتَطايرة فيه، ويمكنُ قياسُ مقدار هذا الانخفاض بحساب الفرق بين الضغط البخاريّ للمُذيب النقيِّ والضغط البخاريّ للمحلول عند درجة حرارة معيّنة. يوضِّحُ الشكل (13) مقارنةً بين الضغط البخاريّ لمحلول ومُذيب نقيّ:



الشكل (13): الضغطُ البخاريُّ لمحلول ومُذيب نقي

يتّضحُ منَ الشكل أنّ الضغط البخاريَّ للمحلول يكونُ دائمًا أقلَّ منَ الضغط البخاري للمُذيب النقيّ عند أيّ درجة حرارة؛ فانخفاضُ الضغط البخاريّ للمحلول يزدادُ بزيادة تركيز المحلول، ويمكنُ تفسيرُ ذلك بأنّه عند إذابة مادّة غيرِ مُتَطايرة، مثل السُّكّر في الماء، فإنّ جُزيئاتِ المُذاب سوف تحتلُّ جزءًا من سطح الماء (المُذيب)، فيقلُّ عددُ جُزيئات الماء عند السطح ويقلُّ تبخُّرُها، إضافةً إلى نُشوءِ تجاذبٍ بين بعض جُسيمات المُذيب وَجُسيمات المُذاب وهذا أيضًا يُقَلِّلُ عددَ جُسيمات المُذيب، التي يمكنُها أن تفلتَ منَ السطح لتتحوَّلَ إلى الحالة الغازيّة، مقارنةً بعدد جُسيمات المُذيب النقيِّ المتبخّرة، ونتيجةً لذلك يقلُّ الضغط البخاريُّ للمحلول عنه للمُذيب النقيّ. وكلّما ازداد عددُ جُسيمات المُذاب في حجم معيّن منَ المحلول يزدادُ تركيزُهُ ويقلُّ ضغطُهُ البخاريّ؛ لذلك فالمحلولُ المُرَكَّزُ أقلُّ ضغطًا بخاريًّا منَ المحلول المُخَفَّف، في حين أنّ الضغط البخاريَّ للمُذيب النقيِّ أعلى من كليهما. وعليه، فإنّ الانخفاضَ في الضغط البخاريّ يعتمدُ على عدد جُسيمات المُذاب في المحلول.

أُفكّر: ما أثرُ الضغط الجويّ في درجة غليان المحلول؟

الارتفاعُ في درجةِ الغليان Boiling Point Elevation

يتميّزُ المُذيبُ النقيُّ بدرجة غليان وانصهار مُحدّدتين عند ضغط جويّ ثابت، ويغلي السائلُ عندما يصبح ضغطُهُ البخاريُّ مساويًا للضغط الجويّ، فالماءُ النقيُّ يبدأُ بالغليان عند درجة حرارة 100 سيليسية، ثمّ تثبتُ درجةُ غليانه عند هذه الدرجة، وعند إذابة مادّة غيرِ متأيِّنةٍ وغيرِ مُتَطايرةٍ في الماء فإنّ المحلولَ يبدأُ بالغليان على درجة أعلى من 100؛ وبذلك فإنّ درجة غليان المحلول أعلى من درجة غليان المُذيب النقيّ.

ويمكنُ تفسيرُ ذلك بأنّ إضافة كميّة منَ السُّكّر(المُذاب) ستجعلُ عددًا من جُزيئاته تحتلُّ جزءًا من مِساحة سطح الماء (المُذيب)؛ ممّا يُقَلِّلُ من جُسيمات الماء على السطح، إضافةً إلى نُشوءِ تجاذبٍ بين بعض جُسيمات الماء وَجُسيمات السُّكّر، وهذا أيضًا يُقَلِّلُ من عدد جُسيمات الماء التي يمكنُها أن تفلتَ منَ السطح لتتحوَّلَ إلى الحالة الغازيّة، وبهذا سوف يقلُّ الضغطُ البخاريُّ للمحلول، وعند وصول المُذيبِ إلى درجة الغليان يكونُ الضغطُ البخاريُّ أقلَّ منَ الضغط الجويّ؛ ممّا يتطلّبُ زيادةَ درجة الحرارة

للتغلُّبِ على قوى التجاذب الناشئة بين جُسيمات المُذيب والمُذاب وكي يصلَ الضغطُ البخاريُّ إلى الضغط الجويّ، فتزدادُ درجةُ الغليان. ويسمّى الفرقُ بين درجة غليان المُذيب النقيّ والمحلول **الارتفاعَ في درجةِ الغليان Boiling Point Elevation (ΔT_b)**، وهو يتناسبُ طرديًّا معَ النسبة بين عدد جُسيمات المُذاب وَجُسيمات المُذيب في المحلول؛ ولذلك يُستخدمُ التركيزُ المولاليُّ للمحلول للتعبير عنِ الارتفاع في درجة الغليان؛ وذلك لأنه يعتمدُ على النسبة بين عدد جُسيمات المُذاب وعدد جُسيمات المُذيب وليس على نسبة عدد جُسيمات المُذاب في حجم معيّن منَ المحلول، أمّا مقدارُ الارتفاع في درجة غليان المحلول فيتناسبُ طرديًّا معَ التركيز المولاليِّ للمحلول، وَيُعَبَّرُ عنه بالصيغة الرياضيّة كما يأتي:

الارتفاع في درجة الغليان = ثابت × المولاليّة

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

ΔT_b الارتفاعُ في درجة الغليان.

K_b ثابتُ الارتفاع في درجة غليان المُذيب.

m التركيزُ المولاليُّ للمحلول.

يسمّى (K_b) ثابتَ الارتفاع في درجة غليان المُذيب السائل، ويساوي مقدارَ الارتفاع في درجة غليان المُذيب عند إذابة 1 mol منَ المُذاب في Kg منَ المُذيب النقي، وتعتمدُ قيمتُهُ على طبيعة المُذيب.

ويوضِّحُ الجدول (4) قِيَمَ ثابتِ الارتفاع في درجة الغليان لبعض المُذيبات السائلة.

الجدول (4): قِيَمُ ثابتِ الارتفاع في درجة الغليان لبعض المُذيبات السائلة.

المُذيب	درجةُ الغليان عند ضغط جويّ 1 atm	ثابتُ الارتفاع في درجة غليان المُذيب K_b ċ.Kg/mol
الماء	100	0.52
الإيثانول	78.5	1.19
البنزين	80.1	2.53

يتّضِحُ أنّ درجة غليان المحلول لا تثبتُ في أثناء الغليان، بل تستمرُّ في الارتفاع، ويمكنُ تفسيرُ هذا الارتفاع بأنّ عمليّة التبخُّر تؤدّي إلى نقص كميّة المُذيب في المحلول، فيزدادُ تركيزُهُ بمرور الوقت، ويقلّ بذلك عددُ جُسيمات المُذيب القادرة على الإفلات من سطح السائل، كما يقلّ الضغطُ البخاريّ فتزداد درجةُ الغليان. وبهذا يمكنُ الاستنتاجُ أنّ الارتفاع في درجة غليان المحلول يعتمدُ على عدد جُسيمات المُذاب، فكلّما ازداد عددُ جُسيمات المُذاب في المحلول ازدادت درجةُ الغليان.

أفكّر: لماذا يُعَبَّرُ عن الارتفاع في درجة الغليان بدلالةِ المولاليّة وليس المولاريّة؟

وينطبقُ الحالُ على المحلول الناتج من إذابة مادّة متأيِّنة، مثل كلوريد الصوديوم NaCl (غير مُتَطايرة)؛ حيث تكون درجةُ غليان المحلول أعلى من درجة غليان المُذيب النقيّ.

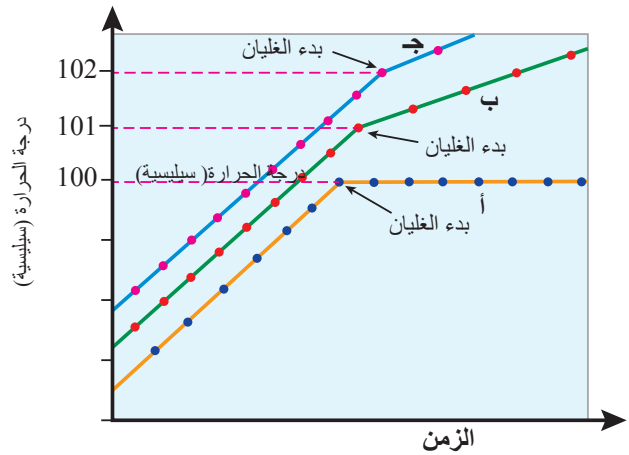
ولمّا نُقارنُ بين درجتي غليان محلولي المادّتين المتأيِّنة وغيرِ المتأيِّنة -عند التركيز نفسِه-، نجد أنّ درجة غليان محلول المادّة المتأيِّنة (NaCl) أعلى منه لمحلول المادّة غيرِ المتأيِّنة ($C_6H_{12}O_6$). ويمكنُ تفسيرُ ذلك من خلال المعادلتين الآتيتين:

$$C_6H_{12}O_{6(s)} \xrightarrow{H_2O} C_6H_{12}O_{6(aq)}$$

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

إذ يتّضِحُ منَ المعادلتين أنّ عددَ الجُسيمات في محلول NaCl أكثرُ منه في محلول $C_6H_{12}O_6$. وبما أنّ خواصَّ المحلول تعتمدُ على عدد الجُسيمات، فإنّ الارتفاع في درجة غليان محلول المادّة المتأيِّنة أعلى منه لمحلول المادّة غيرِ المتأيِّنة.

ويوضِّحُ الشكل (14) مقارنةً بين عمليّة غليان كلٍّ منَ الماء النقيّ (أ) ومحلول مادّة غيرِ متأيِّنة (ب) ومحلول مادّة متأيِّنة (جـ) عند الظروف نفسِها.



الشكل (14): مقارنةٌ بين عمليّة غليان كلٍّ منَ الماء النقيّ (أ) ومحلول مادّة غيرِ متأيِّنة (ب) ومحلول مادّة متأيِّنة (جـ) عند الظروف نفسِها.

المثال 12

أُذيبَ 18 g مـنَ السُّـكّر $C_6H_{12}O_6$ في 500 g مـنَ الماء النقيّ. أحسُـبُ درجـةَ غليان المحلـول الناتج، علمًـا أنّ ثابـتَ الارتفـاع فـي درجـة غليـان المـاء 0.52 ċ.Kg/mol والكتلـةَ الموليـةَ للسُّـكّر للمُذاب $Mr = 180$ g/mol

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

كتلةُ المادّة المُذابة = 18 g

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

ثابتُ الارتفاع في درجة غليان الماء = 0.52 ċ.Kg/mol

الكتلةُ الموليّة للمُذاب Mr = 180

المطلوب: حسابُ درجة غليان المحلول ΔT.

الحلّ:

حسابُ عدد مولات المُذاب:

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

حسابُ التركيز المولاليّ للمحلول:

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

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

$$T\Delta = 100 + 0.104 = 100.104 \text{ ċ}$$

المثال 13

إذا علمتُ أنّ 5.85 g من NaCl أُذيبَ في 0.5 Kg منَ الماء، فأحسُبُ درجةَ غليان المحلول. علمًا أنّ الكتلة المولية للمُذاب (Mr = 58.5 g/mol) وثابتَ الارتفاع في درجة غليان الماء (0.52ċ Kg/mol).

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

كتلةُ المُذاب = 5.85 g

كتلةُ المُذيب = 0.5 Kg

الكتلةُ المولية للمُذاب = 58.5 g/mol

ثابتُ الارتفاع في درجة غليان الماء = 0.52 ċ Kg/ mol

المطلوب: حسابُ درجة غليان المحلول.

الحلّ:

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

عدد مولات الأيونات = 2 mol

عددُ مولات المُذاب:

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

مولاليّةُ المحلول:

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

بما أنّ عدد الأيونات = 2

فإنّ التركيز المولاليّ $2 \times 0.2 = 0.4$ mol/g

ومنها يُحسبُ الارتفاعُ في درجة الغليان

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

$$\Delta T_b = 0.52 \times 0.4 = 0.208\ ċ$$

ودرجةُ غليان المحلول

$$\Delta T = 100 + 0.208 = 100.208\ ċ$$

✓ **أتحقَّق:** أحسُبُ مقدارَ الارتفاع في درجة غليان محلول تكوّنَ بإذابة 12 g من حِمض الميثانويك HCOOH (Mr = 46 g/mol) في 2 Kg منَ الإيثانول، علمًا أنّ ثابتَ الارتفاع في درجة غليان الإيثانول 1.19 ċ Kg/mol.

الانخفاضُ في درجةِ التجمّد Freezing Point Depression

تنتشرُ جُسيماتُ المُذاب بين جُسيمات المُذيب في المحلول وتحتلُّ حيِّزًا بينها؛ ممّا يُعيقُ تقاربَها وتجاذبَها، إضافةً إلى أنّ التجاذبَ الناشئَ بين جُسيمات المُذاب والمُذيب يعملُ على التقليل من فرص التجاذبِ بين جُسيمات المُذيب نفسِها، ومن ثَمَّ فإنّ جُسيمات المُذاب تُعيقُ تقاربَ الجُسيمات من بعضها وانجذابَها نحوَ بعضها للوصول إلى الحالة الصُّلبة عند درجة التجمد، فيلزمُ حينئذٍ انخفاضٌ أكثرُ في درجة الحرارة، فتصبح أقلَّ من درجة تجمّد المُذيب النقيّ حتى تتقاربَ جُسيمات المُذيب وتتجاذبُ وتصلُ إلى حالة التجمّد، ويسمّى الفرقُ بين درجة تجمّد المحلول ودرجة تجمّد المُذيب النقيّ **الانخفاضَ في درجةِ التجمّد Freezing Point Depression (ΔT_f)**. وبهذا نجد أنّ درجة تجمّد المحلول أقلُّ من درجة تجمّد المُذيب النقيّ، ويتناسبُ مقدارُ الانخفاض في درجة تجمّد المحلول طرديًّا معَ التركيز المولاليّ للمحلول، وَيُعَبَّرُ عنه بالصيغة الرياضيّة الآتية:

الانخفاض في درجة التجمّد = ثابت × المولاليّة

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

ΔT_f الانخفاضُ في درجة التجمّد.

K_f ثابتُ الانخفاض في درجة تجمّد المُذيب.

m التركيزُ المولاليّ للمحلول.

الجدول (4): قِيَمُ ثابتِ الارتفاع في درجة الغليان لبعض المُذيبات السائلة.

المُذيب	درجةُ التجمّد ċ	ثابتُ الانخفاض في درجة تجمّد المُذيب K_f ċ.Kg/mol
الماء	0.	1.86
الإيثانول	114.1-	1.99
البنزين	50.5	5.12

المثال 14

أحسُبُ درجةَ التجمّد لمحلول يحتوي على 0.62 g من مادّة مُذابة 0.1 Kg منَ الماء المُقَطَّر، علمًا أنّ (Mr = 62 g/mol , K_f = 1.86 ċ.Kg/mol).

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

كتلةُ المُذاب = 0.62 g

كتلةُ المُذيب = 0.1 Kg

الكتلةُ المولّيّة للمُذاب = 62 g/mol

ثابتُ الانخفاض في درجة التجمّد = 1.86 ċKg/mol

المطلوب: حسابُ درجة تجمّد المحلول ΔK.

الحلّ:

حسابُ عدد مولات المُذاب

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

حسابُ التركيز المولالي للمحلول

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

حسابُ الانخفاض في درجة التجمّد

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

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

درجةُ تجمّد المحلول

$$\Delta K = \text{صفر} - 0.186 = -0.186\ ċ$$

✓ **أتحقّق:** أحسُبُ مقدارَ الانخفاض في درجة التجمّد لمحلول تكوّنَ بإذابة 10 g من مادّة غيرِ متأيِّنة في 400 g منَ الإيثانول، علمًا أنّ ثابتَ الانخفاض في درجة تجمّد الإيثانول 5.12ċ Kg/mol.

الربطُ بالحياة

الانخفاضُ في درجةِ التجمّد

في البلدانِ التي يهطلُ فيها الثلجُ في أثناء فصل الشتاء، تُوضَعُ بعضُ الموادِّ الكيميائيّة، مثل ملح كلوريد الصوديوم، على الطُّرقات حتى تقلَّ درجةُ تجمّد الماء؛ ممّا يؤدّي إلى منع تراكُم الثلوج على الطريق، فيقلّ خطرُ انزلاق المركبات التي تسيرُ عليه.

التجربةُ 2

الانخفاضُ في درجةِ التجمّد

الموادُّ والأدوات:

كأسان زُجاجيَّتان سَعة كلٍّ منهما 300 ml، جليد مجروش، ماء مُقَطَّر، ساق تحريك زجاجيّ، مقياس حرارة غير زئبقيّ، ملح الطعام NaCl الخشن، ميزان ذو كفّتين.

إرشاداتُ السلامة: أرتدي معطفَ المختبر والقفّازين والنظاراتِ الواقية.

خطواتُ العمل:

1- أقيس: أضَعُ 250 g منَ الجليد المجروش في كل كأس زجاجيّة.

2- أُضيفُ إلى كلِّ كأس 50 ml منَ الماء المُقَطَّر.

3- أقيسُ درجةَ حرارة خليط الجليد والماء في كُلٍّ مِنَ الكأسين باستخدام مقياس الحرارة، وَأُسَجِّلُ القراءة.

4- أُحَرِّكُ بِساق التحريكِ محتوياتِ كلِّ كأسٍ مدّةَ دقيقةٍ ونصف حتى تصبح درجةُ حرارة الكأسين متماثلتين، وأسجِّلُها.

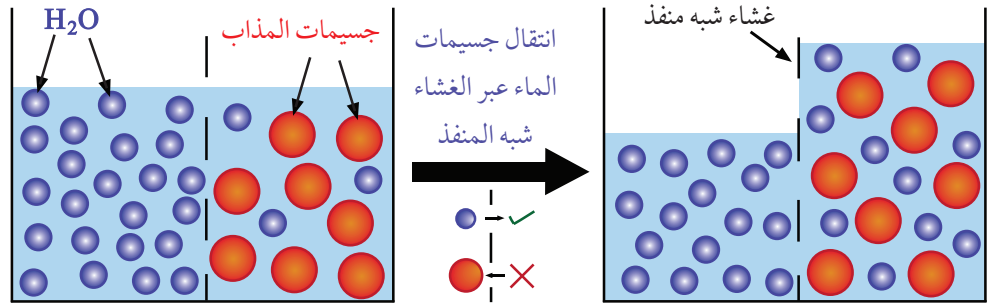
5- أُلاحظُ: أُضيفُ 50 g مِنَ الملح إلى إحدى الكأسين، وأحرِّكُ محتوياتِ كُلٍّ منهما، ثمّ أُسَجِّلُ درجة الحرارة عند ثباتها.

الاستنتاجُ والتحليل:

1- أُقارنُ بين درجة حرارة الكأسين في الخطوة 5.

2- أُفَسِّرُ أثرَ أيونات الملح (Na+ , Cl-) الموجودةِ في المحلول في انخفاض درجة التجمّد.

2- أتوقَّعُ: هل تختلفُ درجةُ الحرارة لو استُعمِلَتِ الكميّةُ نفسُها من ملح كلوريد البوتاسيوم KCl بدلًا من ملح كلوريد الصوديوم NaCl؟ ولماذا؟



الشكل (15): انتقالُ جُسيمات المُذيب عبرَ الغشاء شبهِ المنفذ.

الضغطُ الأُسموزيّ Osmotic Pressure

تسمّى عمليّةُ انتشار المُذيب منَ الوسط الأقلّ تركيزًا إلى الوسط الأعلى تركيزًا عبرَ أغشية شبهِ منفذة **الأُسموزيّة Osmotic**، التي تؤدّي دورًا حيويًّا في الكثير منَ العمليّات الحيويّة في النباتات، من مثلِ عمليّاتِ امتصاص الماء والغذاء منَ التربة، كما أنّ خلايا الدم الحمراء في جسم الإنسان توجد في محلول متساوي التركيز معَ وسط الخلية الداخليّ حتى لا تصابَ بالامتلاء بالماء أو تنكمشَ بسبب فقدِه؛ لذلك يُغَذّى المرضى بتزويدهم بمحاليل الأملاح عن طريق الوريد بتركيز معيّن؛ حتى يبقى المحلولان متساويين في التركيز. وبهذا فإنّ الأغشية شبهَ المنفذة تسمح بمرور جُسيمات المُذيب وتمنعُ مرورَ جُسيمات المُذاب، ويسمّى الضغطُ الذي يدفع المُذيبَ النقيَّ منَ الوسط الأقلّ تركيزًا إلى الوسط الأعلى تركيزًا عبرَ غشاء شبهِ منفذ **الضغطَ الأُسموزيّ Osmotic Pressure**، وهو يُعَدُّ منَ الخصائص الجامعة للمحاليل، التي تعتمدُ على عدد جُسيمات المُذاب في كميّة محدّدة منَ المحلول. يوضِّحُ الشكل (15) انتقالَ جُسيمات الماء عبرَ الغشاء شبهِ المنفذ.

أُصمِّمُ باستخدام برنامج السكراتش (Scratch) عرضًا يوضّحُ الخصائصَ الجامعةَ للمحاليل (مقارنة الضغط البخاريّ لمحلول مُخَفَّفٍ ومحلول مُرَكَّزٍ ومُذيبٍ نقيّ، وكذلك الارتفاع في درجة الغليان، والانخفاض في درجة التجمّد)، ثمّ أشاركُهُ معلّمي وزملائي في الصَّف.

الربطُ بالحياة

الأُسموزيّةُ المُعاكسةُ Reverse Osmosis

تعملُ الأُسموزيّةُ المعاكسةُ بطريقةٍ معاكسةٍ لطريقةِ الأُسموزيّة، ويحدثُ ذلك عندما يجري التأثيرُ في المحلول بضغط أكبرَ مِنَ الضغط الأُسموزيّ؛ إذ تنتقلُ جُسيمات المُذيبِ حينذاكَ مِنَ المحلول الى المُذيب النقيِّ خلالَ الغشاء شبهِ المُنفذ. وَمِنَ التطبيقاتِ العمليّةِ المُتَعَلِّقَةِ بهذه الظاهرةِ تحليةُ مياه البحر.

✓ **أتحقَّق:** ما المقصودُ بالضغط الأُسموزيّ؟

أبحثُ: أرجِعُ إلى المواقع الإلكترونيّة عبرَ شبكة الإنترنت، وأكتبُ تقريرًا عنِ الخواصّ المميّزة التي تصفُ المحاليل (الذائبيّة Solubility، التركيز Concentration، الامتزاج Miscibility، الخصائص الجامعة Colligative Properties)، ثمّ أناقشُه معَ زملائي ومعلّمي.

مراجعةُ الدرس

1 - **الفكرةُ الرئيسة:** أوضّحُ المقصودَ بكلٍّ من: الارتفاع في درجة الغليان، الانخفاض في درجة التجمّد، الانخفاض في الضغط البخاريّ للمحلول.

2 - أحسُبُ درجةَ غليان المحلول الناتج من إذابة 3.33 g من $CaCl_2$ في 600 g منَ الماء النقيّ. علمًا أنّ الكتلة المولية للمُذاب (Mr = 111 g/mol) وثابتَ الارتفاع في درجة غليان الماء (0.52 ċKg/mol).

3 - **أُفَسِّر:**

أ . الضغطُ البخاريّ للمحلول أقلُّ منه للمُذيب النقي.

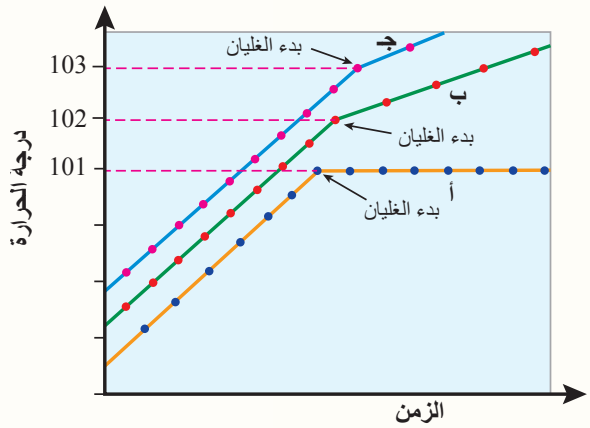
ب. درجةُ غليان المحلول أعلى منها للمُذيب النقيّ.

4 - **أحسُبُ** مقدارَ الانخفاض في درجة التجمّد لمحلول حُضِّرَ بإذابة 34 g من مادّة لاكهرليّة في 250 g منَ الإيثانول، علمًا أنّ ثابتَ الانخفاض في درجة تجمد الإيثانول 5.12 ċKg/mol.

5 - **أميِّزُ** بين ثابتِ الارتفاع في درجة الغليان وثابتِ الانخفاض في درجة التجمّد.

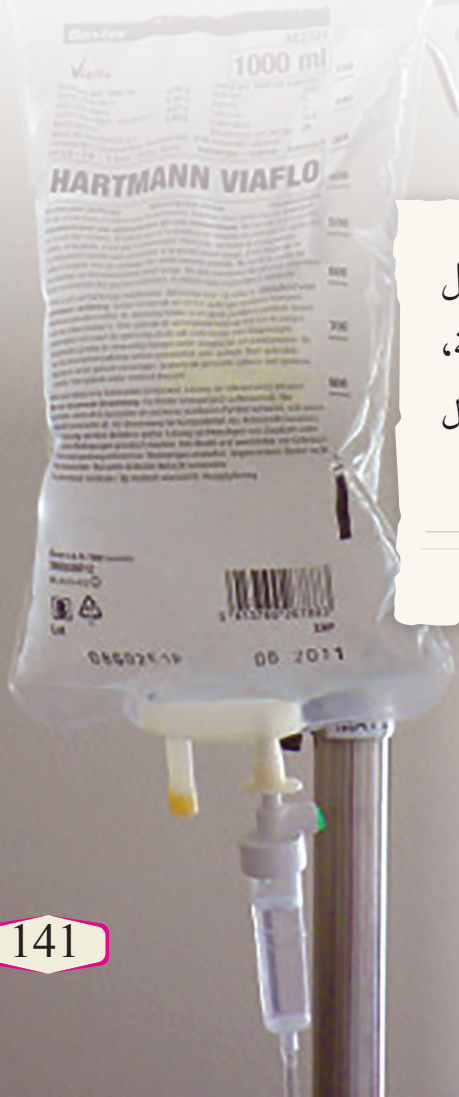
6 - **أستنتجُ** منَ الشكل الآتي المنحنى الذي يمثِّلُ كُلًّا من:

الماء النقيّ، محلول مادّة غير متأيِّنة وغير مُتَطايرة، محلول مادّة متأيِّنة وغير مُتَطايرة.



محلولُ كلوريد الصوديوم NaCl

تُستخدمُ المحاليلُ على نطاق واسع في مجالات الحياة اليوميّة، وهي تُنْتَجُ بما يناسبُ استخداماتها المتنوّعة؛ ففي مجال الطبّ -مثلًا- يُستخدمُ محلولُ كلوريد الصوديوم NaCl بتراكيزَ معيّنةٍ في تعقيم الجروح الموضعيّة والحروق، ويدخلُ في تركيب بعض العقاقير الطبيّة، كقطرات العيون ومعقّمات مجرى التنفُّس، كما يستخدمُ باسم (Norma Saline) وبتركيز 0.9 % بالكتلة في تعويض نقص السوائل في الجسم الناجم عن بعض المشكلات الصحيّة، كالتهابات الأمعاء وحالات الإسهال الشديدة ونقص نسبة الصوديوم، وفي معالجة هبوط الضغط الحادّ، إضافةً إلى استخدامه بتركيز منخفض في جهاز التبخير للتخلّص منَ المُخاط ولمعالجة التهاب القصبات الهوائيّة، وَيُستخدمُ مزيجٌ منه معَ محاليل كلوريدات البوتاسيوم والكالسيوم بتراكيزَ مختلفةٍ في زيادة حجم سوائل الجسم والمحافظة على تركيز الأيونات في الجسم نتيجة حدوث نزيف حادّ وفقدِ كميّة منَ الدم.



أبحث في مصادر المعرفة المناسبة عنِ استخدامات المحاليل الطبيّة، مثل محاليل رينجر Ringers Solutions، والمحاليل الغَرَوِيّة، مثل الألبومين، ومحلول Hess، والمحاليل الأُسموزيّة، مثل المانيتول Mannitol، ثمّ أكتبُ تقريرًا أناقشُهُ معَ معلّمي وزملائي.

1 . أوضِّحُ المقصودَ بكلٍّ منَ الآتية: المحلول، المولاريّة، المولاليّة، التركيز، الذائبيّة، الضغط البخاريّ، الضغط الأُسموزيّ، الخصائص الجامعة للمحاليل.

2 . **أُقارنُ** بين كلٍّ منَ المخلوط المُعَلَّقِ والمخلوط الغَرَوِيِّ والمحلول، من حيثُ حجمُ جُسيمات المُذاب، وفصلُ المُذاب بورقة الترشيح، وظاهرة تندال.

3 . أحسُبُ التركيزَ المولاريَّ لمحلول من هيدروكسيد الصوديوم حجمُهُ 100 ml وَحُضِّرَ بإذابة 3.5 g منه في كميّة منَ الماء المُقَطَّر.

4 . أحسُبُ كتلةَ حِمض HCl الموجودةَ في حجم منَ المحلول مقدارُهُ 150 ml وتركيزُهُ 0.15 M

5 . أحسُبُ التركيزَ المولاليَّ لمحلول من KOH تكوّنَ بإذابة 14 g منه في 112 g منَ الماء المُقَطَّر.

6 . **أستنتجُ** الخطواتِ العمليّةَ لتحضير محلول من فلوريد البوتاسيوم KF تركيزُهُ 0.25 mol/Kg باستخدامِ 500 g منَ الماء المُقَطَّر.

7 . أحسُبُ حجمَ الماء الذي تلزمُ إضافتُهُ إلى 50 ml من محلول NaCl ذي التركيز 0.01 M ليصبح تركيزُهُ 0.001 M

8 . أحسُبُ الكتلةَ المولّيةَ لمادّة غيرِ متأيِّنة وغيرِ مُتَطايرة كتلتُها 0.64 g أُذيبَت في 100 g منَ البنزين، علمًا أنّ درجةَ غليان المحلول الناتج 80.23 ċ ودرجةَ غليان البنزين النقيّ 80.1 ċ

9 . **أستنتجُ** قيمةَ (X) في الصيغة الجُزيئيّة للكِبريت S_X منَ المعلومات في الجدول الآتي:

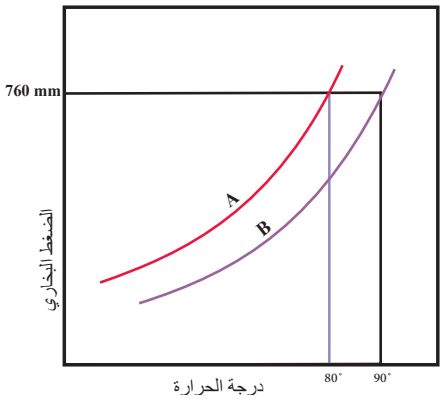
المعلوماتُ	القِيَمُ
كتلةُ الكِبريت S_X المُذاب	0.24 g
كتلةُ المُذيب CCl_4	100 g
الكتلةُ المولّيةُ للمُذاب *Mr*	32.1 g/mol
الانخفاضُ في درجة تجمّد CCl_4	0.2 ċ
ثابتُ انخفاض درجة تجمّد CCl_4	29.8 ċKg/mol

10 . **أحسُبُ** درجةَ الغليان لمحلول تركيزُهُ 0.06 mol/Kg من K_2SO_4

11 . **أستنتجُ** المحلولَ الذي له أعلى درجة غليان منَ المحاليل الآتية:

0.1mol/Kg NaCl , 0.1mol/Kg $C_6H_{12}O_6$, 0.08mol/ Kg Na_2SO_4

13 .أستنتجُ منَ الشكل الآتي:



أ . الرّمزَ الذي يشيرُ إلى المُذيب النقيّ، والمحلول.

ب . درجةَ الغليان التقريبيّةَ لكلٍّ منهما.

14 .أرسُمُ دائرةً حولَ رمز الإجابة الصحيحة في كلّ جملة ممّا يأتي:

1) إحدى الآتية يُعَدُّ محلولًا حقيقيًّا:

أ . الحليب ب) السُّكَّرُ في الماء جـ . الطباشيرُ في الماء د . الترابُ في الماء

2) المحلولُ الأقلُّ درجة تجمّد عند التركيز نفسِه 0.1 mol/Kg، هو:

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

3) عددُ مولات LiOH الموجودةِ في 2 L من محلول تركيزُهُ 0.04 M:

أ . 0.08 ب . 0.06 جـ . 0.04 د . 0.02

4) الكسرُ الموليُّ للمُرَكَّب X عند إذابة 6 mol منه في 72 g منَ الماء (Mr = 16 g/mol)، هو:

أ . 1.0 ب . 0.6 جـ . 1.5 د . 0.08

5) أحدُ الآتي يُعَدُّ مثالًا على المخلوط المُعَلَّق:

أ . الطباشيرُ في الماء ب . الدم جـ . محلولُ كِبريتات البوتاسيوم د . الماءُ المُقَطَّر

6) العبارةُ الصحيحة في ما يتعلّقُ بأقطار دقائق المُذاب في المحلول الغَرَوِيّ، هي:

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

7) يُعَدُّ محلولُ الزئبق في الفضّة مثالًا على محلول:

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

8) العبارةُ الصحيحة منَ العبارات الآتية، هي:

أ . يُكَوِّنُ سائلا الإيثانول والماء طبقتين منفصلتين. ب . لا يذوبُ سائلُ حِمض الإيثانويك في الماء.

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

9) العبارةُ الصحيحة المتعلّقة بمحلولي X (السُّكّر)، و Y (كلوريد الصوديوم) لهما التركيزُ نفسُه، هي:

أ . درجةُ غليان X أعلى من درجة غليان Y.

ب .درجةُ غليان X تساوي درجة غليان Y.

جـ .ضغطُ X البخاريُّ يساوي ضغطَ Y البخاريَّ.

د . درجةُ تجمّد X أعلى من درجة تجمّد Y.

10)محلولٌ تركيزُهُ ٪4 بالكتلة. يعني هذا أنه يتكوَّنُ من:

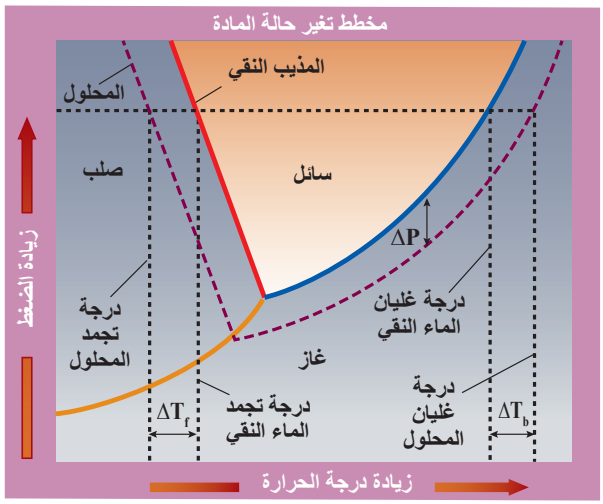
أ . 4 g منَ المُذابِ في 96 g منَ المُذيب.

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

جـ . 4 g منَ المُذابِ في 96 g منَ المُذيب.

د . 4 g منَ المُذابِ في 100 g منَ المُذيب.

15 .يمثِّلُ الشكلُ المجاورُ مُخطّطًا يبيِّنُ تغيُّرَ حالة المادّة لمُذيب نقيّ ومحلول. أدرُسُه، ثم أُجيبُ عنِ الأسئلةِ الآتية:



أ . ماذا يمثِّلُ الخَطُّ المُتَقَطِّعُ والخَطُّ المُتَّصِلُ في الشكل؟

ب .أَصِفُ كيف يؤثِّرُ الضغطُ ودرجةُ الحرارة في المُذيبِ النقيِّ والمحلول.

جـ .أَصِفُ كيف يمثِّلُ الفرقُ بين الخطّين المُتَقَطِّعِ وَالمُتَّصِلِ كُلًّا من: الانخفاضِ في الضغط البخاريّ، والارتفاعِ في درجة غليان، والانخفاضِ في درجة التجمّد.

مسردُ المصطلحاتِ

- **مستوى التكافؤ** Valence Shell مستوى الطاقة الخارجيّ للذرّة
- **إلكتروناتُ التكافؤ** Valence Electrons الإلكتروناتُ الموجودة في المستوى الخارجيّ للذرّة، وتحدّد نوعَ الروابط التي تكوّنُها الذرّة.
- **الرابطةُ التساهميّة** Covalent Bond قوّةُ التجاذب الناشئة بين ذرّتين نتيجة تشاركهما بزوج واحد أو أكثرَ منَ الإلكترونات.
- **أزواجُ الإلكترونات الرابطة** Bonding Electrons Pairs وهي إلكتروناتُ مستوى التكافؤ التي شاركت في تكوين الروابط.
- **الذرّةُ المركزيّة** Central atom الذرّةُ الأقلُّ سالبيّةً كهرَبائيّة في الجُزيء، وَتُكَوِّنُ أكثرَ من رابطة واحدة.
- **أزواجُ الإلكترونات غيرِ الرابطة** Non-Bonding Electrons Pairs أزواجٌ منَ الإلكترونات تظهرُ في مستوى التكافؤ للذرّة المركزيّة لا تشاركُ في تكوين الروابط.
- **الرابطةُ التناسقيّة** Coordinate Bond أحدُ أنواع الروابط التساهميّة، ينشأُ نتيجة مشاركة إحدى الذرّتين بزوج مِنَ الإلكترونات، في حين تشاركُ الذرّةُ الأُخرى بفلك فارغ.
- **نظريّةُ تنافرِ أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ** Valence Shell Electrons Pair Repulsion Theory (VSEPR) نظريّةٌ يمكنُ بها التنبُّؤُ بأشكال الجُزيئات؛ فهي تفترضُ أنّ أزواج إلكترونات التكافؤ تترتّبُ حولَ كلّ ذرّة بحيث تكونُ أبعدَ ما يمكن ليكونَ التنافرُ في ما بينها أقلَّ ما يمكن.
- **الكثافةُ الإلكترونيّة** Electronic Density منطقةٌ بين الذرّتين المُكَوِّنتين للرابطة التساهميّة، يتركّزُ فيها وجودُ أزواج إلكترونات الرابطة.
- **التهجين** Hybridization اندماجُ أفلاك مستوى التكافؤ في الذرّة نفسِها لِيَنْتُجَ منه أفلاكٌ جديدة تختلف عنِ الأفلاك الذريّة في الشكل والطاقة.
- **الأفلاكُ المُهجَّنة** Hybrid Orbitals أفلاكٌ جديدة تَنْتُجُ مِنَ اندماج أفلاك الذرّة نفسِها، تختلفُ عنها في الشكل والطاقة وتشاركُ في تكوين الروابط.

- **العزمُ القطبيّ Dipole Moment** مقياسٌ كميٌّ لمدى توزّع الشحنات في الجُزيء، ويعتمدُ على المسافة الفاصلة بين الشحنات على طرفي الجُزيء، ويقاسُ بوحدة الديباي ((Debye(D)).
- **القوى بين الجزيئات Intermolecular Forces** قوى تجاذب تنشأُ بين جُسيمات المادّة نفسِها، تختلفُ بطبيعتها عنِ الروابط الكيميائيّة التي تنشأُ بين الذرّات.
- **الروابطُ الهيدروجينيّة Hydrogen Bonds** قوّةُ تجاذب تنشأُ بين جُزيئاتٍ تشاركُ فيها ذرّةُ الهيدروجين المرتبطة في الجُزيء برابطة تساهميّة معَ ذرّة أُخرى ذاتِ سالبيّة كهرَبائيّة عالية، مثل ذرّات N, O, F.
- **قوى التجاذب ثنائيّة القطب** Dipole-Dipole قوى تنشأُ بين جُزيئات قطبيّة نتيجة وجود الشحنات الجزئيّة السالبة والموجبة على هذه الجُزيئات.
- **قوى لندن London forces** قوى تجاذب ضعيفةٌ تنشأُ نتيجة الاستقطاب اللحظيّ للجُزيئات أو الذرّات.
- **نظريّةُ الحركة الجزيئيّة Kinetic Molecular Theory** نظريّةٌ تصفُ سلوكَ جُسيمات المادّة اعتمادًا على أنّها في حركة دائمة ومستمرّة وعشوائيّة.
- **الغازُ المثاليّ Ideal Gas** غازٌ افتراضيٌّ حجمُ جُسيماته يساوي صفرًا وقوى التجاذب بينها معدومة.
- **تصادماتٌ مَرِنة Elastic Collision** تصادماتٌ بين جُسيمات يبقى مجموعُ الطاقة الحركيّة خلالَها محفوظًا.
- **الانتشار Diffusion** حركةُ الجُسيمات مِنَ المنطقة الأعلى تركيزًا إلى المنطقة الأقلّ تركيزًا.
- **القابليّةُ للانضغاط Compressibillity** تقاربُ الجُسيمات عند التأثير فيها بضغط فيقلّ الحجمُ الذي تشغلُه.
- **التدفُّق Effusion** تسرُّبُ الغاز المضغوط من فتحة صغيرة.
- **قانونُ بويل Boyle's Law** حجمُ كميّةٍ محدّدة مِنَ الغاز المحصور يتناسبُ عكسيًّا معَ ضغطه عند ثبات درجة حرارته.
- **قانونُ شارل Charles's Law** حجمُ كميّةٍ محدّدة مِنَ الغاز المحصور يتناسبُ طرديًّا معَ درجة

حرارته المُطلقة عند ثبات ضغطه.

- **قانونُ جاي لوساك** Gay-Lussac's Law ضغطُ كميّةٍ محدّدة مِنَ الغاز المحصور يتناسبُ طرديًّا معَ درجة حرارته المُطلقة عند ثبات حجمه.
- **القانونُ الجامع** Combined Law قانونٌ يصفُ العلاقةَ بين حجم كميّة محدّدة مِنَ الغاز المحصور ضغطُهُ ودرجةُ حرارته المُطلقة.
- **قانونُ أفوجادرو** Avogadro's Law الحجومُ المتساوية مِنَ غازاتٍ تحتوي على عدد الجُسيماتِ نفسِهِ عند الظروف نفسِها مِنَ الضغط ودرجة الحرارة.
- **قانونُ الغاز المثاليّ** Ideal Gas Law العلاقةُ PW = n RT، التي تصفُ سلوكَ الغاز المثاليّ.
- **الحجمُ الموليّ** Moler Volume حجمُ مول واحد مِنَ الغاز في الظروف المعياريّة.
- **الضغطُ الجزئيّ للغاز** Partial Pressure الضغطُ الذي يؤثِّرُ به الغازُ في خليط مِنَ الغازات غيرِ المتفاعلة.
- **قانونُ دالتون** Dalton's Law Of Partial Pressures الضغطُ الكليُّ لخليط مِنَ الغازات غيرِ المتفاعلة يساوي مجموعَ الضغوط الجُزئيّة للغازات المكوِّنة للخليط.
- **قانونُ جراهام** Graham's Law of Diffusion and Effusion مُعدّلُ سرعة انتشار (تدفُّق) الغاز يتناسبُ عكسيًّا معَ الجذر التربيعيّ لكتلته الموليّة.
- **المائعُ** Fluid الموادُّ التي تمتلكُ جُسيماتُها القدرةَ على الانسياب أو الجريان.
- **التبخُّرُ** Evaporation تحوُّلُ المادّة مِنَ الحالة السائلة إلى الحالة الغازيّة.
- **طاقةُ التبخّر الموليّة** Molar Evaporation Energy كميّةُ الطاقة اللازمة لتبخير مول واحد مِنَ السائل عند دَرَجَتَي حرارةٍ وضغطٍ ثابِتَتَيْن.
- **التكاثف** Condensation تحوُّلُ المادة مِنَ الحالة الغازيّة إلى الحالة السائلة.
- **طاقةُ التكاثف الموليّة** Molar Condensation Energy كميّةُ الطاقة الناتجةِ من تكاثف مول واحد من بخار المادّة مِنَ الحالة الغازيّة إلى الحالة السائلة عند درجة الحرارة نفسِها.
- **الضغطُ البخاريّ** Vapor Pressure ضغطُ بخار السائل في حالةِ الاتزان عند درجة حرارة معيّنة.

- **درجةُ الغليان** Boiling Point درجةُ الحرارة التي يصبح عندَها ضغطُ بخار السائل مساويًا للضغط الواقع عليه.
- **درجةُ الغليان العاديّة** Normal Boiling Point درجةُ الحرارة التي يصبح عندَها ضغطُ بخار السائل مساويًا لواحد ضغطٍ جويّ 760mmHg.
- **مادّةٌ صُلبة بلوريّة** Crystalline Solids المادّةُ الصُّلبة التي تتكوَّنُ من بلّورات ذاتِ أشكال هندسيّة منتظمة.
- **مادّةٌ صُلبة غيرُ بلوريّة** (Non- Crystalline Solids (Amorphous Solids المادّةُ الصُّلبة التي لا تترتَّبُ جُسيماتُها لِتُكَوِّنَ أشكالًا هندسيّة منتظمة.
- **مادّةٌ صُلبة جزيئيّة** Molecular Solids المادّةُ الصُّلبة التي تتكوَّنُ جُسيماتُها من جُزيئات.
- **مادّةٌ صُلبة فِلِزيّة** Metallic Solids المادّةُ الصُّلبة التي تتكوَّنُ جُسيماتُها من فِلِزّات تترابطُ برابطة فِلِزيّة.
- **مادّةٌ صُلبة أيونيّة** Ionic Solids المادّةُ الصُّلبة التي تتكوَّنُ جُسيماتُها من أيونات تترابطُ برابطة أيونيّة.
- **مادّةٌ صُلبة شبكيّة تساهميّة** Covalent Network Solids المادَّةُ الصُّلبة التي تتكوَّنُ جُسيماتُها من ذرّات تترابطُ برابطة تساهميّة في بناء شبكيّ صُلب.
- **درجةُ الانصهار** Melting Point درجةُ الحرارة التي تتحوَّلُ عندها المادةُ مِنَ الحالة الصُّلبة إلى السائلة.
- **ظاهرةُ التآصُل** Allotropy وجودُ أكثر من شكل بلّوري للعنصر الواحد في الحالة الفيزيائيّة نفسِها.
- **المخلوط** Mixture مزيجٌ من مادّتين نقيّتين أو أكثر، تبقى كلٌّ منها محتفظةً بخصائصها الكيميائيّة.
- **المحلول** Solution مزيجٌ من مادّتين أو أكثرَ لا يحدثُ بينهما تفاعلٌ كيميائيّ، وتنتشرُ جُسيماتُ المُذاب على نحوٍ منتظم ومتماثل في جميع أنحاء المُذيب.
- **الذائبيّة** Solubility أكبرُ كتلة مِنَ المُذاب التي يمكنُ أن تذوبَ في 100 g منَ المُذيب.
- **التركيز** Concentration نسبةُ كميّةِ المادّة المُذابة في كميّةٍ محدّدة منَ المُذيب أو المحلول.

- **محلولٌ مُرَكَّز** Concentrated Solution محلولٌ يحتوي على كميّة كبيرة مِنَ المادّة المُذابة في حجم معيّن مِنَ المُذيب.
- **محلولٌ مُخَفَّف** Diluted Solution محلولٌ يحتوي على كميّة قليلة مِنَ المُذاب في حجم معيّن مِنَ المُذيب.
- **الكسرُ المولي** Mole Fraction النسبةُ بين عدد مولات المادّة المُذابة أو المُذيب في المحلول إلى عدد المولات الكليّة للمُذاب والمُذيب.
- **النسبةُ المئويّة بالكتلة** Percent Mass النسبةُ المئويّة بين كتلة المُذاب إلى كتلة المحلول.
- **النسبةُ المئويّة بالحجم** Percent Volume النسبةُ المئويّة بين حجم المُذاب إلى حجم المحلول.
- **المولاريّة** Molarity عددُ مولات المادّة المُذابة في لتر واحد مِنَ المحلول.
- **المولاليّة** Molality نسبةُ عدد مولات المُذاب في 1kg مِنَ المُذيب.
- **الضغطُ البخاريّ للسائل** Vapor Pressure ضغطُ جُزيئات بخار السائل في وعاء مُغلق عندما يكونُ في حالة اتزان معَ جُزيئات السائل عند دَرَجَتَي حرارةٍ وضغط ثابِتَيْن.
- **الارتفاعُ في درجة الغليان** Boiling Point Elevation الفرقُ بين درجة غليان المُذيب النقيّ والمحلول عند إذابة 1 mol مِنَ المُذاب في 1 Kg مِنَ المُذيب النقيّ.
- **الانخفاضُ في درجة التجمّد** Freezing Point Depression الفرقُ بين درجة تجمّد المحلول ودرجة تجمّد المُذيب النقيّ عند إذابة 1mol مِنَ المُذاب في 1Kg منَ المُذيب النقيّ.
- **الضغطُ الأُسموزيّ** Osmotic Pressure الضغطُ الذي يدفع المُذيبَ النقيَّ مِنَ الوسط الأقلّ تركيزًا إلى الوسط الأعلى تركيزًا عبرَ غشاء شبهِ منفذ.

قائمةُ المراجعِ

أولًا- المراجعُ العربيةُ:

- خليل حسام، **موسوعة الكيمياء الشاملة**، دار أسامة للنشر، ج٢، ٢٠٠٩م .
- صالح محمد، صابر محمد، عثمان عثمان، **أسس ومبادئ الكيمياء**، ج٢، الدار العربية للنشر، ٢٠٠٠م.
- إبراهيم صادق الخطيب، مصطفى تركي عبيد، **الكيمياء العامة**، دار المسيرة للنشر والتوزيع، عمّان، ٢٠٠٤م.
- جيمس برادي، جيرارد هيوم ستون، **الكيمياء العامة والمبادئ والبنية**، ج١، ترجمة سليمان سعسع ومأمون الحلبي، نيويورك، جون ويلي للنشر، ١٩٩٢م.
- محمد إسماعيل الدرملي، **الدليل في الكيمياء: الكيمياء العامة؛ ماهيتها، عناصرها**، دارالعلم والإيمان ودار الجديد للنشر والتوزيع، ٢٠١٨م.

ثانيًا- المراجعُ الأجنبيةُ:

- 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.