



الكيمياء

الصف الحادي عشر - كتاب الطالب

الفصل الدراسي الأول

11

فريق التأليف

موسى عطا الله الطراونة (رئيساً)

بلال فارس محمود تيسير أحمد الصبيحات

جميله محمود عطية

الناشر: المركز الوطني لتطوير المناهج

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

☎ 06-5376262 / 237 ☎ 06-5376266 ☎ P.O.Box: 2088 Amman 11941

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

قررت وزارة التربية والتعليم تدریس هذا الكتاب في مدارس المملكة الأردنية الهاشمية جميعها، بناءً على قرار المجلس الأعلى للمركز الوطني لتطوير المناهج في جلسته رقم (2024/4)، تاريخ 2024/6/6 م، وقرار مجلس التربية والتعليم رقم (2024/68)، تاريخ 2024/6/26 م، بدءاً من العام الدراسي 2024 / 2025 م.

© HarperCollins Publishers Limited 2022.

- 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:

المملكة الأردنية الهاشمية
رقم الإيداع لدى دائرة المكتبة الوطنية
(2024/5/2917)

بيانات الفهرسة الأولية للكتاب:

عنوان الكتاب	الكيمياء/ كتاب الطالب: الصف الحادي عشر، الفصل الدراسي الأول
إعداد / هيئة	الأردن. المركز الوطني لتطوير المناهج
بيانات النشر	عمان: المركز الوطني لتطوير المناهج، 2024
رقم التصنيف	373,19
الوصفات	/ الكيمياء// أساليب التدريس// المناهج// التعليم الثانوي/
الطبعة	الطبعة الأولى

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

المراجعة والتعديل: بلال فارس محمود
حازم محمد أحمد
جميلة محمود عطية

التحكيم الأكاديمي
د. عماد حمادة

التصميم والإخراج
نايف محمد أمين مراشدة

التحرير اللغوي
د. خليل إبراهيم القعيسي

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.

قائمة المحتويات

الموضوع	الصفحة
المقدمة	5
الوحدة الأولى: أشكال الجزيئات وقوى التجاذب بينها	7
التجربة الاستهلاكية: أشكال الجزيئات	9
الدرس الأول: نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ	10
الدرس الثاني: الروابط والأفلاك المتداخلة	24
الدرس الثالث: القوى بين الجزيئات	36
مراجعة الوحدة	48
الوحدة الثانية: التفاعلات والحسابات الكيميائية	51
التجربة الاستهلاكية: التفاعل الكيميائي	53
الدرس الأول: التفاعلات الكيميائية	54
الدرس الثاني: تركيز المحاليل	71
الدرس الثالث: الحسابات الكيميائية	85
مراجعة الوحدة	96
مسرد المصطلحات	100
قائمة المراجع	104



المقدمة

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

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

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

يتألّف الفصل الدراسي الأول من الكتاب من وحدتين دراستيتين، هما: أشكال الجزيئات وقوى التجاذب بينها، والتفاعلات والحسابات الكيميائية.

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

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

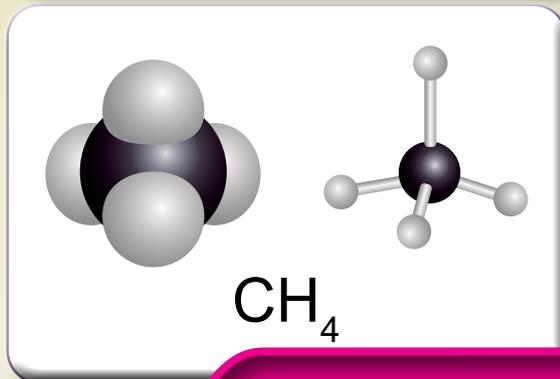
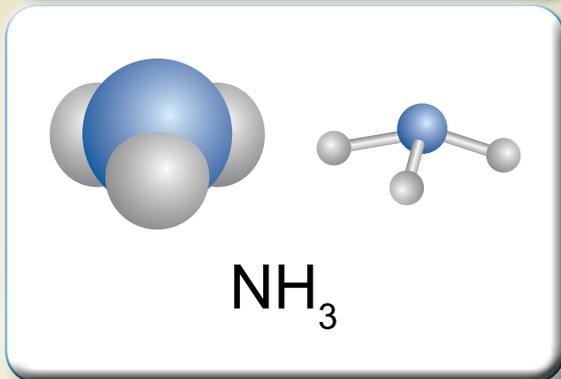
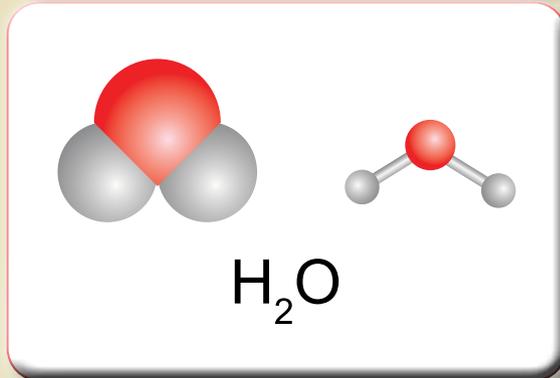
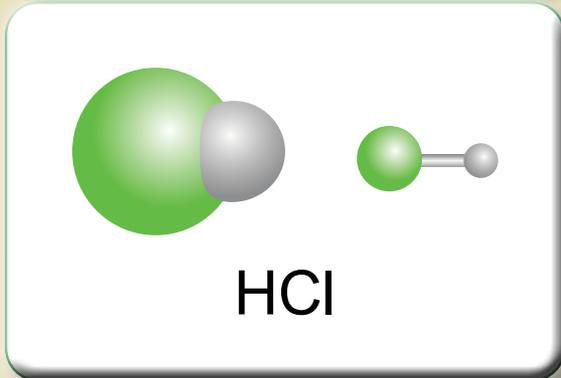
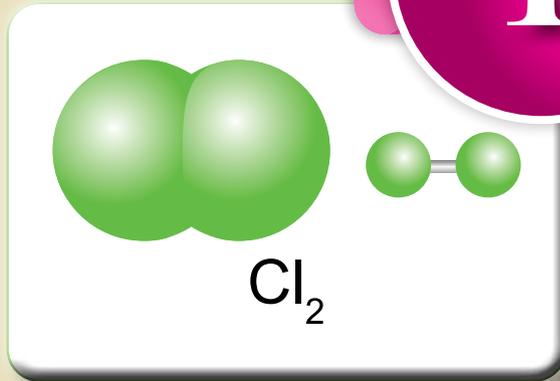
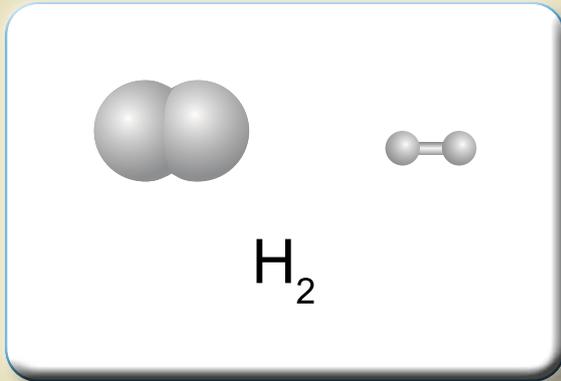
ونحن إذ نُقدّم هذه الطبعة من الكتاب، فإننا نؤمل أن يُسهم في تحقيق الأهداف والغايات النهائية المنشودة لبناء شخصيّة المتعلّم، وتنمية اتجاهات حُبّ التعلّم ومهارات التعلّم المستمرّ، فضلاً عن تحسين الكتاب بإضافة الجديد إلى محتواه، وإثراء أنشطته المتنوّعة، مع مراعاة ملاحظات المُعلّمين والمُعلّمات.

والله ولي التوفيق

المركز الوطني لتطوير المناهج

أشكال الجزيئات وقوى التجاذب بينها

Shapes of Molecules and Intermolecular Forces



أتملُّ الصورة

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

الفكرة العامة:

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

الدرس الأول: نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ

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

الدرس الثاني: الروابط والأفلاك المتداخلة

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

الدرس الثالث: القوى بين الجزيئات

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

تجربة استهلاكية

أشكال الجزيئات



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

إرشادات السلامة:

- اتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- أصوغ فرضيتي عن العلاقة بين عدد الروابط في الجزيء والزاوية بينها وشكل الجزيء.

أختبر فرضيتي:

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

2 **أتوقع** الشكل الناتج وأرسمه.

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

4 **أصمم:** أختار كرة تمثل ذرة البورون (ثلاثة ثقوب) وثلاث كرات تمثل ذرات الكلور وثلاث وصلات، ثم أصمم شكلاً بنائياً لجزيء ثلاثي كلوريد البورون (BCl_3)، ثم أرسم الشكل الناتج.

5 **أقيس** مقدار الزاوية بين الوصلات، ثم أسجلها.

6 **أصمم:** أختار كرة تمثل ذرة الكربون (أربعة ثقوب) وأربع كرات تمثل ذرات الهيدروجين وأربع وصلات، ثم أصمم شكلاً بنائياً لجزيء الميثان (CH_4)، ثم أرسم الشكل الناتج.
7 **أقيس** مقدار الزاوية بين الوصلات، ثم أسجلها.
8 **أسجل البيانات**، أدون شكل الجزيء، والزاوية بين الروابط.

التحليل والاستنتاج:

1- **أضبط المتغيرات:** أحدد المتغير المستقل، والمتغير التابع، وعامل ضبط في التجربة.
2- **أستنتج** العلاقة بين عدد الروابط في الجزيء، ومقدار الزاوية بينها.
3- **أصدر حكماً:** أوضح إذا توافقت نتائجي مع فرضيتي أم لا.

أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ

Valence Shell Electrons Pair

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

الروابط التساهمية والرابطة التناسقية

Covalent Bonds and Coordinate Bond

كثير من المواد التي تُعدُّ عصب الحياة، مثل الماء، وغازي الأكسجين وثنائي أكسيد الكربون ترتبط ذراتها بروابط تساهمية، فضلاً عن أن معظم المركبات الموجودة في أجسامنا وأجسام الكائنات الحية الأخرى ترتبط ذراتها بروابط تساهمية. فكيف تتكوّن هذه الروابط في المركبات المختلفة؟

يحتوي المستوى الخارجي لذرات عناصر المجموعات الممثلة من المجموعة الرابعة إلى المجموعة السابعة عددًا من الإلكترونات تنجذب نحو النواة بقوة، وعند ارتباط ذرتين من هذه العناصر ببعضهما بعضًا فإنهما تتشاركان في الإلكترونات، وينشأ بينهما زوج أو أكثر من الإلكترونات المشتركة تنجذب نحو نواتي الذرتين معًا، ويُطلق على قوة الجذب الناشئة بينهما **الرابطة التساهمية Covalent Bond**؛ فمثلاً، تمتلك ذرة الكربون أربعة إلكترونات في المستوى الخارجي، أما ذرة الهيدروجين، فتمتلك إلكترونًا واحدًا، وعند ارتباطهما لتكوين جزيء الميثان (CH_4) تتشارك ذرة الكربون مع كل ذرة هيدروجين بزواج من الإلكترونات، ويكون حول ذرة الكربون أربعة أزواج من الإلكترونات

الفكرة الرئيسة:

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

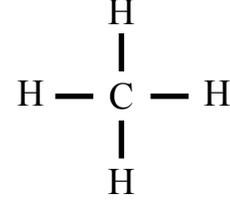
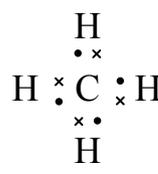
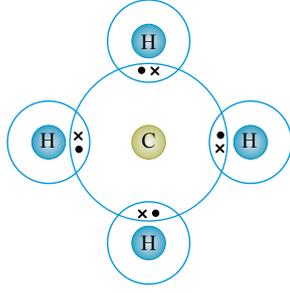
نتائج التعلم:

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

المفاهيم والمصطلحات:

الرابطة التساهمية Covalent Bond
أزواج الإلكترونات الرابطة Bonding Electrons Pairs
الذرة المركزية Central Atom
أزواج الإلكترونات غير الرابطة Non-Bonding Electrons Pairs
الرابطة التناسقية Coordinate Bond
تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ Valence Shell Electron Pair Repulsion (VSEPR)

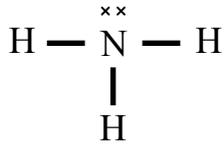
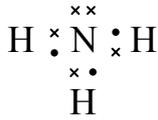
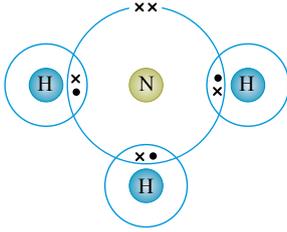
الشكل (1): أزواج الإلكترونات
المشتركة المحيطة بذرة
الكربون C في جزيء الميثان
(CH₄).



المشتركة مع ذرات الهيدروجين، تسمى **أزواج الإلكترونات الرابطة** **Bonding Electrons Pairs** وهي إلكترونات مستوى التكافؤ التي شاركت في تكوين الروابط، وينشأ عن ذلك أربع روابط تساهمية أحادية تحيط بذرة الكربون، التي يُطلق عليها **الذرة المركزية Central Atom**، وهي تلك الذرة الأقل عددًا في الجزيء المكوّن من أكثر من ذرتين وتكوّن أكبر عدد من الروابط في الجزيء، ويوضح الشكل (1) أزواج الإلكترونات المشتركة المحيطة بذرة الكربون C في جزيء الميثان CH₄.

أما في جزيء الأمونيا (NH₃)، فتحتوي ذرة النيتروجين في المستوى الخارجي (5) إلكترونات، ولكي تصل إلى حالة الاستقرار فإنها تتشارك مع كل ذرة هيدروجين بزواج من الإلكترونات ليصبح لديها ثلاثة أزواج من الإلكترونات المشتركة، كما يتضح من تركيب لويس للجزيء، أنظر إلى الشكل (2).

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



الشكل (2): أزواج الإلكترونات
المحيطة بذرة النيتروجين N في
جزيء الأمونيا NH₃.

اسم الجزيء	الصيغة الجزيئية	تركيب لويس
الكلور	Cl ₂	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{Cl} : \text{Cl} : \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$
كلوريد الهيدروجين	HCl	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{H} : \text{Cl} : \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$
الماء	H ₂ O	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{H} : \text{O} : \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$
الإيثان	C ₂ H ₆	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \\ \text{H} : \text{C} \cdot\cdot \text{C} : \text{H} \\ \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$

عرفت من المثالين السابقين أنّ ذرّتي الكربون والنيتروجين هما ذرّتان مركزيتان، وأنّ كلّاً منهما محاطة بأربعة أزواج من الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة، وهذا يعني أنّهما تحققان قاعدة الثمانية؛ أي أنّ مجموع الإلكترونات في مستوى التكافؤ يساوي ثمانية، وبهذا يصبح تركيبهما مشابهاً لتركيب ذرّة عنصر الغاز النبيل الأقرب لكلّ منهما في الجدول الدوري. وهناك كثير من الذرات التي تكوّن روابط تساهميّة في جزيئاتها تحقق قاعدة الثمانية، ويوضّح الجدول (1) تركيب لويس لبعض هذه الجزيئات.

ويمكنُ تعرّف عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة في الجزيئات والأيونات المتعددة الذرات بكتابة تركيب لويس لها، كما في الأمثلة الآتية:



يعد العالم جلبرت لويس (1875-1946) Gilbert Lewis أحد رواد الكيمياء في القرن العشرين، فقد اشتهر بإسهاماته في موضوعات عدة منها الروابط الكيميائية، والحموض والقواعد. ففي مجال الروابط الكيميائية يعد أول من افترض أنّ الإلكترونات لها دور في تكوين الروابط، وأن الرابطة الكيميائية تتكون من زوج من الإلكترونات مشترك بين ذرتين، وكذلك فهو صاحب تركيب لويس الذي تمثّل فيه الإلكترونات بنقاط حول كل ذرة، ومن المفاهيم الأخرى المرتبطة به قاعدة الثمانية، فأسهّم في فهم تركيب الجزيئات وتوقع خصائصها الكيميائية. فضلاً عن إسهامه في مجال الحموض والقواعد، فهو صاحب تعريف لويس للحمض والقاعدة. وتعد الموضوعات السابقة من أساسيات علم الكيمياء.

أكتب تركيب لويس لجزيء NF_3 ثم أحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية. (العدد الذري لذرة N يساوي 7 ولذرة F يساوي 9)

الحل:

أحدّد عدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة في الجزيء عن طريق التوزيع الإلكتروني لكل منهما:



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

أحدّد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي Total Valence electrons لجميع الذرات في الجزيء:

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

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

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

أحسب عدد أزواج إلكترونات التكافؤ Valence Electrons Pairs (v.e.p) بقسمة عدد الإلكترونات على 2

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

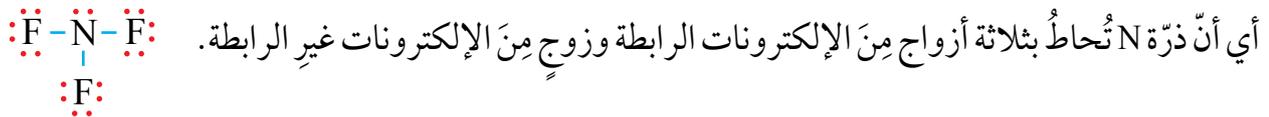
أحدّد الذرة المركزية في الجزيء، وهي الذرة N؛ وهي الأقل عدداً، وأوزع ذرات F حولها، ثم أرسم روابط أحادية في ما بينهما (كل رابطة تمثل زوج إلكترونات).

أحسب عدد أزواج الإلكترونات المتبقية، وهي تساوي عدد أزواج الإلكترونات المتوافرة (v.e.p) مطروحاً منها عدد أزواج الإلكترونات الرابطة (B.e.p)



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

أوزع أزواج الإلكترونات المتبقية حول الذرات الطرفية (F)، بحيث تُحقّق كل ذرة قاعدة الثمانية، وبهذا أكون قد وزعت منها 9 أزواج وبقي لدي زوج يوضع حول الذرة المركزية، وعليه، يكون توزيع لويس على النحو الآتي:



أكتب تركيب لويس، وأحدّد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في الأيون AlCl_4^- . (العدد الذري لذرّة Al يساوي 13، وذرّة Cl يساوي 17).

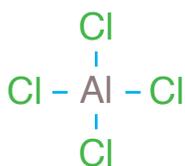
الحل:

ألاحظ أن الكلور Cl من المجموعة السابعة، وتمتلك ذرّته 7 إلكترونات في مستوى التكافؤ، في حين أنّ الألمنيوم Al من المجموعة الثالثة، وتمتلك ذرّته 3 إلكترونات في مستوى التكافؤ. أحسب عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات في الأيون، ولوجود الشحنة السالبة (-1) أضيف إليها إلكترونًا واحدًا:

$$\text{Total (v.e)} = (\text{v.e})_{\text{Al atom}} \times N_{\text{Al atom}} + (\text{v.e})_{\text{Cl atom}} \times N_{\text{Cl atom}} + 1$$

$$\text{Total (v.e)} = (3 \times 1) + (7 \times 4) + 1 = 32 e^-$$

أحسب عدد أزواج الإلكترونات المتوافرة:

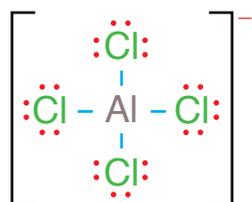


$$\text{v.e.p} = \frac{32}{2} = 16 \text{ زوجًا}$$

أحدّد الذرة المركزية، وهي ذرة Al الأقل عددًا، وأوزع ذرات Cl حولها، ثم أضع بينها روابطًا أحادية. أحسب عدد أزواج الإلكترونات المتبقية (عدد أزواج الإلكترونات المتوافرة - عدد أزواج الإلكترونات الرابطة):

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

أوزع أزواج الإلكترونات المتبقية حول الذرات الطرفية Cl بحيث تحقق كلٌّ منها قاعدة الثمانية. وعليه، فإن ذرة الألمنيوم تُحاط بأربعة أزواج من الإلكترونات الرابطة ولا تمتلك أزواج إلكترونات غير رابطة.



الجدول (2): تركيب لويس لبعض الجزيئات التي تنطبق عليها قاعدة الثمانية.

الصيغة الجزيئية	تركيب لويس	اسم الجزيء
CO ₂	$\text{O}::\text{C}::\text{O}$	ثاني أكسيد الكربون
C ₂ H ₄	$\begin{array}{c} \text{H}::\text{C}::\text{C}::\text{H} \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	الإيثين
O ₂	$\text{O}::\text{O}$	الأكسجين
N ₂	$:\text{N}::\text{N}:$	النيتروجين
C ₂ H ₂	$\text{H}::\text{C}::\text{C}::\text{H}$	الإيثاين

يحتوي العديد من الجزيئات روابط ثنائية أو ثلاثية، فمثلاً، في جزيء ثاني أكسيد الكربون (CO₂) نجد أن ذرة الكربون تشارك مع كل ذرة أكسجين بزوجين من الإلكترونات لتكوين رابطة ثنائية مع كل منهما، وكذلك فإن ذرتي الكربون في جزيء الإيثين C₂H₄ تشتركان بزوجين من الإلكترونات لتكوين رابطة ثنائية؛ لتحقق كل منهما قاعدة الثمانية وتصل إلى حالة الاستقرار.

وكذلك جزيء الأكسجين (O₂)؛ إذ تشترك ذرتاه بزوجين من الإلكترونات لتكوين رابطة ثنائية.

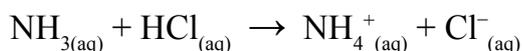
في حين أن ذرتي النيتروجين في جزيء (N₂) تشتركان بثلاثة أزواج من الإلكترونات؛ لتكوّن رابطة ثلاثية وتحقق قاعدة الثمانية، وكذلك ذرتا الكربون في جزيء الإيثاين (الإستيلين) C₂H₂، فإنهما تشتركان بثلاثة أزواج من الإلكترونات وتنشأ بينهما رابطة ثلاثية؛ لكي تحقق قاعدة الثمانية وتصل إلى حالة الاستقرار. يبين الجدول (2) الصيغ الجزيئية لهذه الجزيئات وتركيب لويس لكل منها.

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

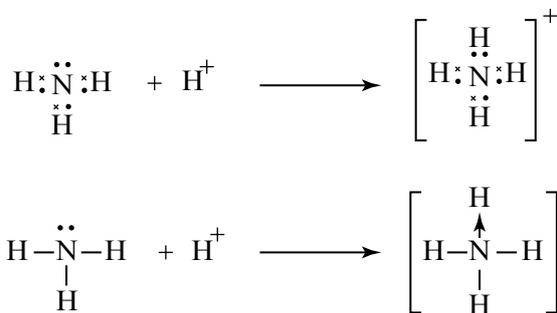
الصيغة الجزيئية	الشكل البنائي للجزيء	تركيب لويس	عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية
BeCl_2	$\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$	$\text{:}\ddot{\text{Cl}}\times\text{Be}\times\ddot{\text{Cl}}\text{:}$	2
BCl_3		$\text{:}\ddot{\text{Cl}}\times\text{B}\times\ddot{\text{Cl}}\text{:}$ $\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$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

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

يتضح مما سبق أن الرابطة التساهمية تنشأ من تشارك ذرتين بزوج واحد أو أكثر من الإلكترونات، إلا أن هناك نوعاً من الروابط التساهمية ينشأ نتيجة مشاركة إحدى الذرتين بزوج من الإلكترونات في حين تشارك الذرة الأخرى بفلك فارغ؛ وتنشأ رابطة بين الذرتين تسمى **الرابطة التناسقية** **Coordinate Bond**، ومثال ذلك تكوين أيون الأمونيوم (NH_4^+) ، الذي يتتج من تفاعل محلول الأمونيا NH_3 مع حمض الهيدروكلوريك HCl ، كما في المعادلة الآتية:

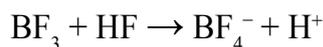


الشكل (3): تكوين الرابطة
التناسقية في أيون الأمونيوم
.NH₄⁺



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

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

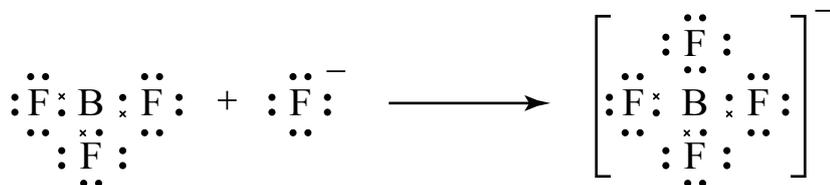


فذرّة البورون في الجزيء BF₃ تكوّن ثلاث روابط تساهمية مع ثلاث ذرّات من الفلور، وفي الوقت نفسه تمتلك فلّكاً فارغاً تشارك به مع زوج من الإلكترونات غير الرابطة في أيون الفلوريد (F⁻)، وتنشأ بينهما رابطةً تناسقية في الأيون (BF₄⁻) كما في الشكل (4).

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



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



تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ

Valence Shell Electrons Pair Repulsion (VSEPR)

تحيطُ بالذرة المركزية في الجزيء أزواج من الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة، تتنافر في ما بينها فتترتب بالنسبة إلى بعضها؛ ليتخذ الجزيء شكلاً فراغياً يكون فيه التنافر بين أزواج الإلكترونات أقل ما يمكن، ما يجعل الجزيء أكثر ثباتاً واستقراراً.

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

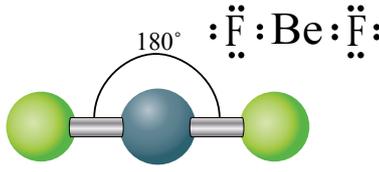
اقترح الكيميائيون نظرية عُرفت بنظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ (VSEPR)، التي يمكن عن طريقها التنبؤ بأشكال الجزيئات؛ فهي تفترض أن أزواج إلكترونات التكافؤ تترتب حول الذرة المركزية بحيث تكون أبعد ما يمكن ليكون التنافر في ما بينها أقل ما يمكن، وبهذا يمكن تحديد مقدار الزاوية بين الروابط في الجزيء،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

الجدول (4): أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية ومقدار الزاوية بين الروابط والشكل المتوقع.

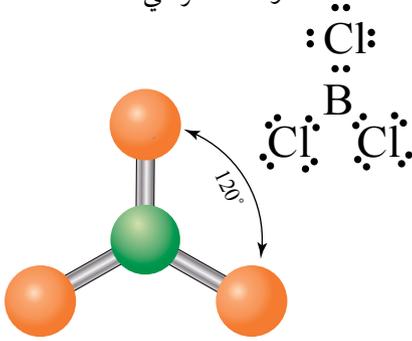
اسم الشكل	الزاوية بين الروابط	ترتيب أزواج الإلكترونات	عدد أزواج الإلكترونات الرابطة	عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة
خطّي	180°		زوجان	لا يوجد
مثلث مستوٍ	120°		ثلاثة أزواج	لا يوجد
رباعي الأوجه منتظم	109.5°		أربعة أزواج	لا يوجد
هرم ثنائي مثلث	120° and 90°		خمسة أزواج	لا يوجد
ثماني السطوح	90°		سته أزواج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

✓ **أنتحقّق:** ما العلاقة بين عدد

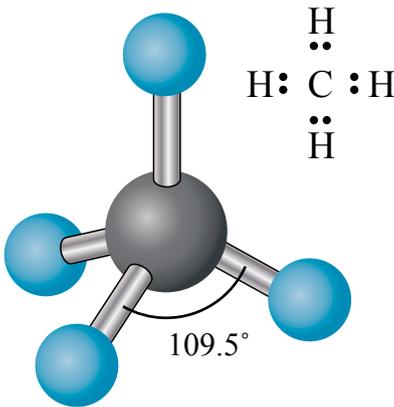
أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية ومقدار الزاوية بين الروابط في الجزيء؟



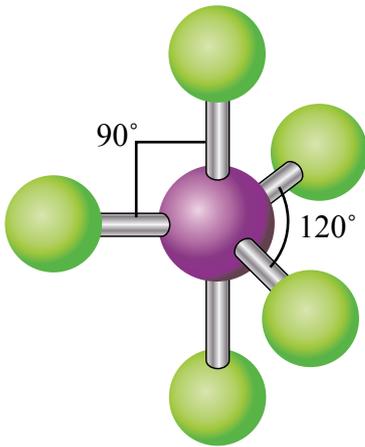
الشكل (5): تركيب لويس لجزيء BeF_2 وشكله الفراغي.



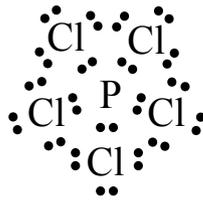
الشكل (6): تركيب لويس لجزيء BCl_3 وشكله الفراغي.



الشكل (7): تركيب لويس لجزيء CH_4 وشكله الفراغي.



الشكل (8): تركيب لويس لجزيء PCl_5 وشكله الفراغي.



الشكل (9): تركيب لويس لجزيء SF_6 وشكله الفراغي.

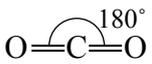
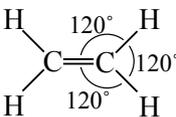
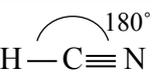
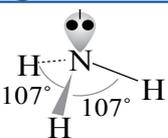
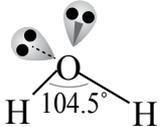
يتضح من الجدول أنه عند وجود زوجين من الإلكترونات الرابطة فإنهما سيترتبان على جانبي الذرة المركزية ليكون التنافر بينهما أقل ما يمكن، وتكون الزاوية بينهما (180°) ، وينتج من ذلك شكل خطي Linear للجزيء، ومثال ذلك جزيء (BeF_2) . أنظر إلى الشكل (5).

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

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

وفي حال وجود خمسة أزواج من الإلكترونات الرابطة حول الذرة المركزية فإنها تتوزع باتجاه رؤوس هرم ثنائي مثلث Trigonal Bipyramidal وتكون الزاوية بين الروابط $(90^\circ, 120^\circ)$ ، كما في الجزيء (PCl_5) . أنظر إلى الشكل (8). وإذا أحيطت الذرة المركزية بستة أزواج من الإلكترونات، فإنها تتوزع باتجاه رؤوس ثماني السطوح Octahedral، وتكون الزاوية بين الروابط (90°) ، كما في الجزيء (SF_6) . أنظر إلى الشكل (9).

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

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

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

الربط بالتكنولوجيا

تحليل رامان الطيفي Raman Spectroscopy

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



وبالنظر إلى جُزَيء الإيثين (C_2H_4) أجد أن ذرّتي الكربون ترتبطان برابطة ثنائية؛ أي أن هناك زوجين من الإلكترونات المشتركة بينهما، وزوجين مشتركين مع ذرّتي الهيدروجين، وبهذا تترتب هذه الأزواج باتجاه رؤوس مثلث مستوٍ حول كل ذرّة كربون، وتكون الزاوية بين الروابط (120°)؛ أي أن الشكل الفراغي للجزيء مثلث مستوٍ حول كل ذرّة كربون.

وإذا نظرنا إلى جُزَيء سيانيد الهيدروجين (HCN) أجد أن الكربون يرتبط بذرّة النيتروجين برابطة ثلاثية؛ أي أن هناك ثلاثة أزواج من الإلكترونات المشتركة بينهما، وزوجاً من الإلكترونات المشتركة مع ذرّة الهيدروجين، تترتب على جانبي ذرّة الكربون المركزية بزواوية (180°)، ويكون الشكل الناتج لجُزَيء (HCN) حطياً.

تمتلك الذرّات المركزية في بعض الجزيئات أزواجاً من الإلكترونات غير الرابطة، تشغل حيزاً حول النواة أكبر من زوج الإلكترونات الرابطة؛ لأن زوج الإلكترونات غير الرابطة ينجذب إلى نواة الذرة المركزية فقط، أما الزوج الرابطة، فإنه ينجذب لنواتي الذرتين المكونتين للرابطة فيشغل حيزاً أقل، لذلك فإن تنافر أزواج الإلكترونات غير الرابطة مع الأزواج الرابطة يقلل من مقدار الزاوية بين الأزواج الرابطة عن الزاوية المتوقعة. ويمكن ملاحظة ذلك في كل من جزيئات الأمونيا وجزيئات الماء.

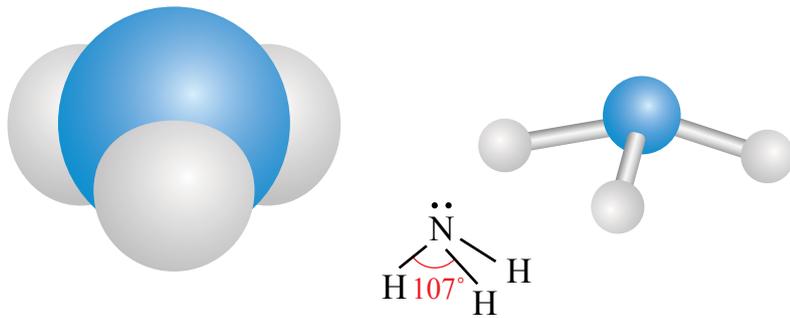
فمثلاً، تُحاط ذرّة النيتروجين (N) في جُزَيء الأمونيا (NH_3) بأربعة أزواج من الإلكترونات كما في ذرّة الكربون في جُزَيء الميثان (CH_4)، إلا أن أحد هذه الأزواج غير رابطة، ويتنافر مع أزواج الإلكترونات الرابطة بقوة أكبر من التنافر بين هذه الأزواج، فيضغطها ويقلل الزاوية

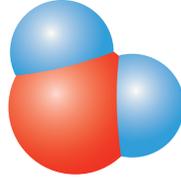
أفكر: يحقّق الأكسجين في مركّباته قاعدة الثمانية، فما الشكل المتوقع لجُزَيء الأوزون O_3 ؟ وكيف تترتب أزواج الإلكترونات حول الذرّة المركزيّة؟



أستخدم برنامجَ صانع الأفلام (Movie Maker)، وأصمم فيلماً أشرح فيه نظريّة تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ وأشكال الجزيئات، ثمّ أعرضه على زملائي/ زميلاتي في الصف.

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





الشكل (11): الشكل الفراغي لجزيء الماء.

بينها لتصبح (107°)، وهي أقل من الزاوية بين الروابط في جزيء الميثان، التي تساوي (109.5°)، ويكون الشكل الفراغي لجزيء الأمونيا **هرماً ثلاثياً Trigonal Pyramidal** أنظر إلى الشكل (10).

أما ذرة الأوكسجين في جزيء الماء (H_2O) فتحاط بزوجين من الإلكترونات غير الرابطة يتنافران في ما بينهما بقوة أكبر من التنافر بين زوجي الإلكترونات الرابطة، فيضغطانها وتقل الزاوية بين الرابطين لتصبح (104.5°)، ويكون الشكل الفراغي لجزيء الماء **منحنياً Bent**. أنظر إلى الشكل (11).

✓ **أتحقق:** أقرن بين الجزيئات الآتية من حيث الشكل الفراغي ومقدار الزاوية بين الروابط الآتية: SiH_4 , BF_3 , BeH_2

التجربة 1

أزواج الإلكترونات والأشكال الفراغية للجزيئات

المواد والأدوات:

- مجموعة نماذج الجزيئات (الكرات، والوصلات)، فرجار قياس الزاوية، نموذج للجدول الدوري.
- إرشادات السلامة:**
- أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
 - ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
 - استخدم الفرجار بحذر.
- 2- **أقيس** مقدار الزاوية بين الوصلات، ثم أسجلها.
- 3- أرسم تركيب لويس للجزيء SiF_4 .
- 4- **أسجل البيانات** في جدول البيانات في كتاب الأنشطة.
- 5- أعيد الخطوات السابقة لكل من الجزيئين الآتين: NF_3 , H_2O

التحليل والاستنتاج:

- 1- **أصوغ فرضيتي** عن علاقة عدد الإلكترونات غير الرابطة المحيطة بالذرة المركزية بقيمة الزاوية بين الروابط.
- 2- **أختبر فرضيتي:**
- 1- **أصمم نموذجاً:** أختار عدداً مناسباً من الكرات مختلفة الحجم وعداداً مناسباً من الوصلات، وأصمم شكلاً بنائياً لجزيء SiF_4 ثم أرسم الشكل الناتج وأسميه.
- 1- **أضبط المتغيرات** أحدد المتغير المستقل والمتغير التابع وعامل ضبط في التجربة.
- 2- **أستنتج** أثر وجود أزواج الإلكترونات غير الرابطة في مقدار الزاوية بين الروابط.
- 3- **أصدر حكماً:** أوضح إذا توافقت نتائج مع فرضيتي أم لا.



أبحثُ: أرجع إلى مواقع إلكترونية مناسبة عبر الإنترنت، وأبحثُ عن توزيع أزواج الإلكترونات حول الذرات في كلٍّ من: (PO_4^{3-} , SO_3 , NO_2) والأشكال الفراغية لكلٍّ منها، ثم أكتبُ تقريراً بذلك، أو أصمّمُ عرضاً تقديمياً عن الموضوع، بإشراف معلّمي / معلّمتي ثم أشاركه مع زملائي / زميلاتي في الصفّ.

مراجعةُ الدرس

- 1 - الفكرةُ الرئيسةُ: أوضِّحْ سببَ اختلاف الأشكال الفراغية للجزيئات.
- 2 - أوضِّحْ المقصودَ بكلٍّ من: مستوى التكافؤ، الرابطة التناسقية، أزواج الإلكترونات غير الرابطة، نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ.
- 3 - أرسِّمُ تركيبَ لويس والأشكال الفراغية لكلٍّ مما يأتي:
 - أ . ثنائي فلوريد الأوكسجين OF_2 .
 - ب . رباعي كلورو ميثان CCl_4 .
 - ج . أيون الهيدرونيوم H_3O^+ .
- 4 - أفسِّرُ:
 - أ . يختلف مقدار الزاوية بين الروابط في الجزيئات (CH_4 , NH_3 , H_2O)، على الرغم من أنّ الذرة المركزية في كلٍّ منها تُحاط بأربعة أزواج من الإلكترونات.
 - ب . لجزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2 شكلٌ خطّي، ولجزيء الماء H_2O شكلٌ مُنحَن.
- 5 - عنصران افتراضيان ($_5X$, $_7Y$)، يرتبطُ كلُّ منهما مع الهيدروجين مُكوِّناً الصيغة (YH_3 , XH_3).

أقارن بين الجزيئين من حيث:

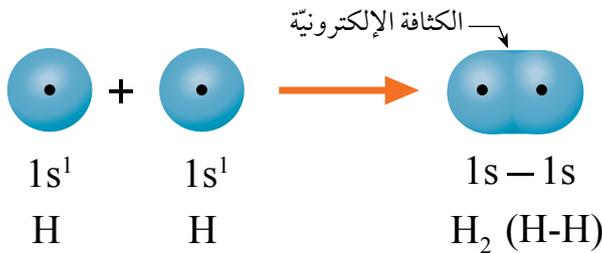
 - أ . تركيب لويس لكلٍّ منهما.
 - ب . الشكل الفراغي لكلٍّ منهما.
 - ج . مقدار الزاوية بين الروابط في كلٍّ منهما.
 - د . امتلاك أزواج إلكترونات غير رابطة.
- 6 - السبب والنتيجة. (بولد أحمر) لماذا يكون شكل جزيء الماء مُنحنيًا؟

نظرية رابطة التكافؤ Valence Bond Theory

فسرت نظرية تنافر أزواج الإلكترونات تكوين الروابط بين الذرات المختلفة في الجزيء والزوايا في ما بينها، وتمكنت من التنبؤ بأشكال الجزيئات، إلا أنها لم توضح كيفية توزع الإلكترونات في الأفلاك وفقاً للنظرية الميكانيكية الموجية، ما دعا العلماء إلى البحث في كيفية تكوين الروابط وتوزيع الإلكترونات على الأفلاك عند تشكيل الروابط في الجزيئات، فوضعوا نظريتين أساسيتين لتفسير ذلك، هما النظرية رابطة التكافؤ Valence Bond Theory ونظرية الأفلاك الجزيئية Molecular Orbital Theory وفي هذا الدرس، سوف نتناول أهم الأفكار الأساسية التي تضمنتها نظرية رابطة التكافؤ.

تداخل أفلاك مستوى التكافؤ Valence Orbitals Overlap

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



الفكرة الرئيسة:

تنشأ الرابطة المشتركة نتيجة تداخل أفلاك التكافؤ نصف الممتلئة بالإلكترونات، ليصبح الفلک المتداخل مُمتلئًا ويحتوي إلكترونين.

نتائج التعلم:

- أوضح مفهوم التهجين والأفلاك المُهَجَّنة.
- أميز بين الرابطين: (سيجمما) و(باي).
- أتوصل إلى تحديد قطبية الجزيء.

المفاهيم والمصطلحات:

نظرية رابطة التكافؤ

Valence Bond Theory

الكثافة الإلكترونية

Electronic Density

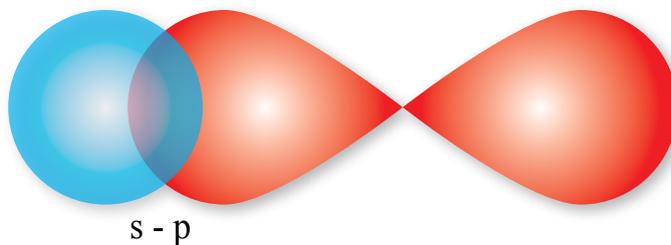
Hybridization التهجين

Hybrid Orbitals الأفلاك المُهَجَّنة

Dipole Moment العزم القطبي

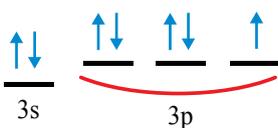
الشكل (12): تداخل فلکي s وتكوين الرابطة في جزيء H_2 .

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



أما عند ارتباط ذرة الهيدروجين مع ذرة الكلور لتكوين الجزيء (HCl)، فيتداخل الفلك 3p في مستوى التكافؤ لذرة الكلور مع الفلك 1s في مستوى التكافؤ لذرة الهيدروجين على طول المحور الواصل بين نواتي الذرتين كما في الشكل (13)، وينجذب الإلكترونان في منطقة التداخل نحو نواتي الذرتين في الوقت نفسه، فتجذب الذرتان نحو منطقة التداخل (الكثافة الإلكترونية) وتتكون الرابطة التساهمية (H-Cl) من النوع سيجمما.

التركيب الإلكتروني

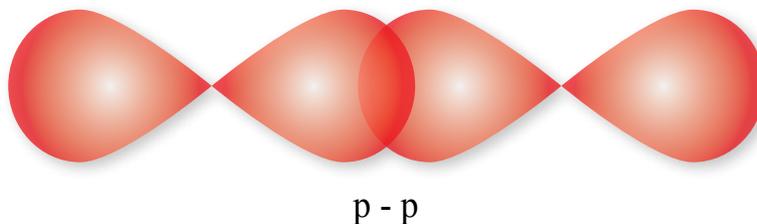


توزيع هوند

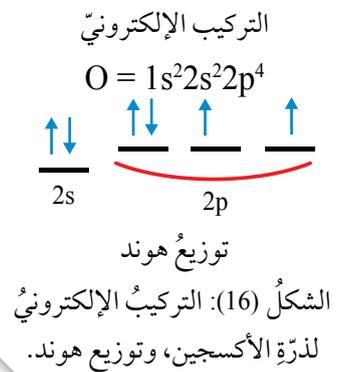
الشكل (14): التركيب الإلكتروني لذرة الكلور، وتوزيع هوند.

وتفسر النظرية أيضاً الرابطة التساهمية في جزيء الكلور (Cl_2)، فالتوزيع الإلكتروني لمستوى تكافؤ ذرة الكلور هو ($3s^2 3p^5$)، وبحسب قاعدة هوند يوجد إلكترون منفرد واحد في أفلاك (3p) كما يتضح من التركيب الإلكتروني لذرة الكلور في الشكل (14)، وعند ارتباط ذرتي الكلور يتداخل الفلكان (3p) نصف الممتلئين من كلتا الذرتين على طول المحور الواصل بين نواتي الذرتين (رأساً لرأس)؛ حيث تتركز الكثافة الإلكترونية في تلك المنطقة بين الذرتين، وينجذب الإلكترونان نحو نواتي الذرتين، وتنشأ نتيجة لذلك الرابطة التساهمية في جزيء (Cl_2). أنظر إلى الشكل (15).

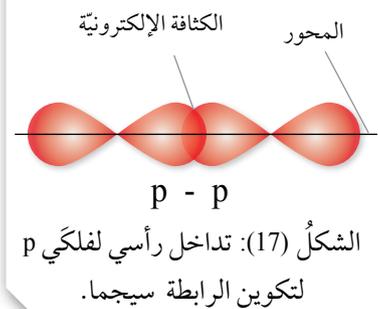
الشكل (15): تداخل فلكي p لتكوين الرابطة Cl-Cl.



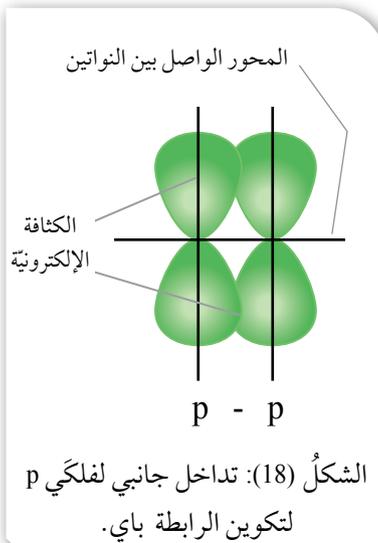
أما في الجزيئات التي تحتوي روابط ثنائية أو ثلاثية، مثل الأكسجين (O_2) أو النيتروجين (N_2)، فيحدث نوعان من التداخل بين الأفلاك، فمثلاً، جزيء الأكسجين (O_2) ترتبط فيه ذرتا الأكسجين برابطة ثنائية، وبالنظر إلى التركيب الإلكتروني لذرة الأكسجين يكون التوزيع الإلكتروني لمستوى التكافؤ هو ($2s^2 2p^4$)، وبحسب قاعدة هوند فهو يحتوي إلكترونين منفردين في أفلاك $2p$ كما في الشكل (16)، ولتكوين الرابطة الثنائية يحدث نوعان من التداخل بين فلّكي ($2p$) من كل ذرة كما يأتي:



النوع الأول: يتداخل فلكا P تداخلاً رأسياً على امتداد المحور الواصل بين نواتي الذرتين وتتركز الكثافة الإلكترونية بين النواتين، وتنشأ رابطة تساهمية من النوع سيجما (σ) كما في الشكل (17). وينطبق ذلك على جميع الروابط التي تنشأ بالطريقة نفسها.

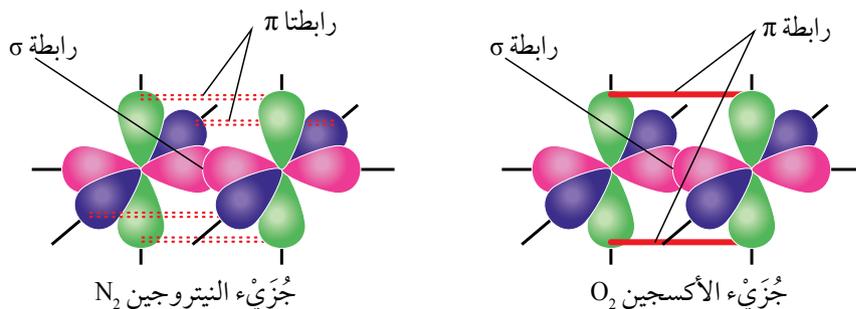


النوع الثاني: يتداخل الفلكان (p) المتعامدان جانبياً، وتوزع الكثافة الإلكترونية على جانبي المحور الواصل بين نواتي الذرتين، وتنشأ رابطة تساهمية من النوع باي (π) كما يتضح في الشكل (18).



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

✓ **أتحقّق:** أُحدّد عدد الروابط سيجما (σ) وباي (π) في كل من جزيء النيتروجين (N_2)، وجزيء الأكسجين O_2 .



الشكل (19): الروابط سيجما وباي في جزيئي الأكسجين O_2 والنيتروجين N_2 .



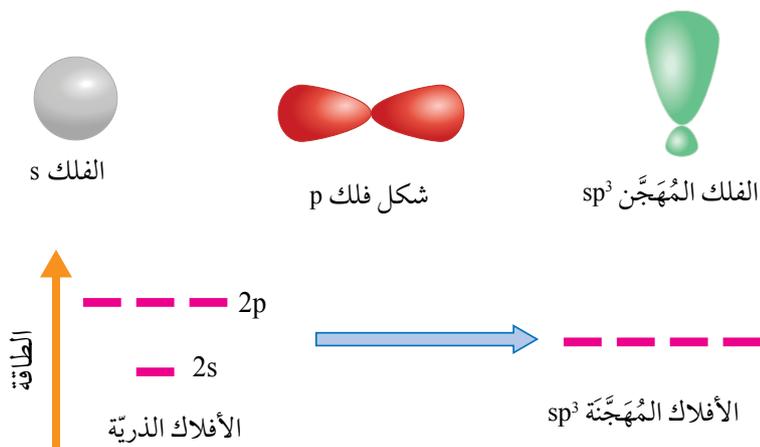
شكل جزيئات الطعام

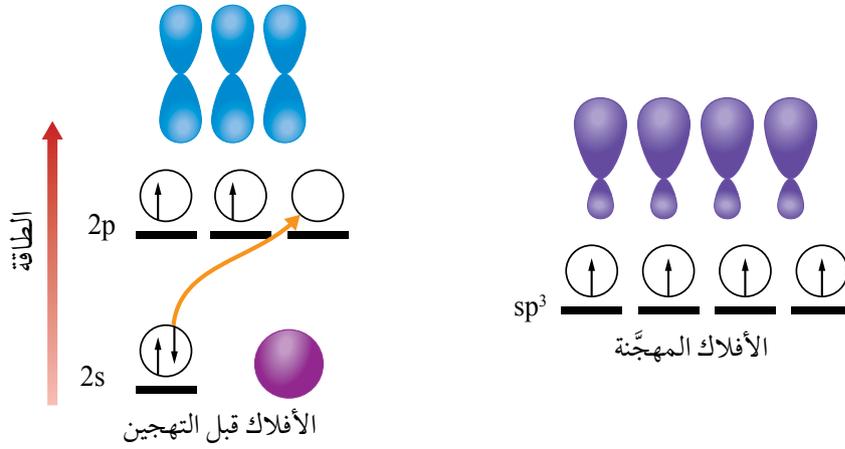
يعدّ شكل جزيئات الطعام عاملاً مُهمّاً في تحديد طعمها عن طريق البراعم الموجودة على سطح اللسان، حيث يحتوي البرعم 50 إلى 100 من خلايا مستقبلات التذوق، وتحدد خلايا مستقبلات التذوق 5 نكهات: الحلو، والمرّ، والمالح، والحامض، ونكهة طعم جلوتومات الصوديوم الأحادية MGS وتستجيب كل خلية مستقبلية للتذوق لنكهة واحدة فقط، وحينما يدخل جُزْيء الطعام نسيج التذوق، يجب أن يكون له الشكل الصحيح؛ لكي تتمكن الخلايا العصبية من تمييزه وإرسال رسالة إلى الدماغ الذي يحللها بوصفها نكهة معينة، فمثلاً، عندما ترتبط هذه الجزيئات بمستقبلات الطعم الحلو يكون مذاقها حلواً، وكلما ازداد عدد جزيئات الطعام المرتبطة بمستقبلات الطعم الحلو، ازدادت حلاوة الطعام.

التهجين والأفلاك المُهَجَّنة Hybridization and Hybrid Orbitals

تشير الدراسات إلى أنّ بعض الجزيئات لا يتوافق تركيبها أحياناً مع الحقائق التي جاءت بها النظريتان السابقتان، مثل مقدار الزاوية بين الروابط أو عدد الروابط التي يمكن للذرة أن تكونها كما في جُزْيء الميثان (CH_4)، فبالرجوع إلى تركيب ذرة الكربون نجد أنّ مستوى التكافؤ فيها يحتوي إلكترونين منفردين في أفلاك 2P ما يشير إلى قدرتها على تكوين رابطتين تكون الزاوية بينهما 90° إلا أنّها تكون في الواقع أربع روابط مع الهيدروجين (C-H)، وتكون الزاوية بين الروابط 109.5° درجة، ولتفسير ذلك افترض العلماء أنّ ذرة الكربون تستخدم أفلاكاً تختلف عن الأفلاك الذرية التي تظهر في تركيب الذرة الإلكتروني، وهي أفلاك تنشأ نتيجة حدوث اندماج بين أفلاك التكافؤ في الذرة نفسها في عملية تسمى **التهجين Hybridization** وتعني اندماج أفلاك مستوى التكافؤ في الذرة نفسها لينتج منه أفلاك جديدة متماثلة في الشكل والطاقة ولكنها تختلف عن الأفلاك الذرية في الشكل والطاقة تسمى **الأفلاك المُهَجَّنة Hybrid Orbitals** ويبيّن الشكل (20) مثلاً على اختلاف طاقة الأفلاك المُهَجَّنة وشكلها عن الأفلاك الذرية. ويعتمد نوع التهجين على عدد أزواج الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية، وعدد الأفلاك المُهَجَّنة اللازمة لتكوين روابط تساهمية من النوع سيجمما. سأعرّف في ما يأتي بعض أنواع التهجين.

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





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

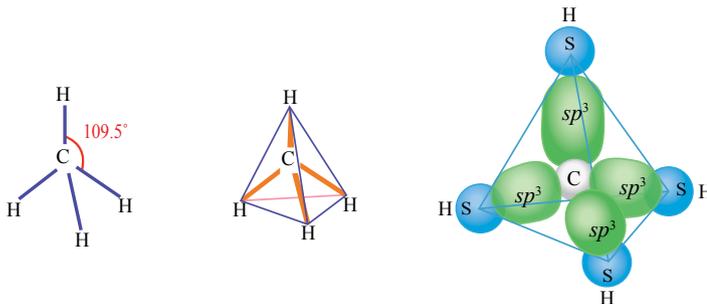
التهجين sp^3

يشير التركيب الإلكتروني لذرة الكربون، الموضح في الشكل (21)، إلى حدوث تهجين لأفلاك مستوى تكافؤها؛ حيث يندمج الفلك $2s$ مع ثلاثة أفلاك $2p$ ليشكل منها أربعة أفلاك مهجنة متماثلة في الشكل والطاقة، يُطلق عليها الأفلاك المهجنة sp^3 ويُعاد توزيع إلكترونات التكافؤ على الأفلاك الأربعة لتصبح جميعها نصف ممتلئة بالإلكترونات، ثم يتداخل كل فلك منها مع الفلك $1s$ من ذرة الهيدروجين لتكوين أربع روابط أحادية متماثلة من النوع سيجما كما يبين الشكل (22).

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

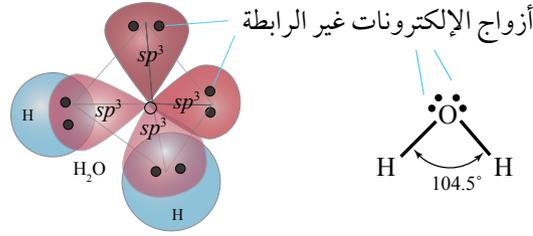
ويمكن تفسير الروابط في جزيء الماء (H_2O) في ضوء التهجين sp^3 فذرة الأكسجين تمتلك إلكترونين منفردين في مستوى التكافؤ في

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

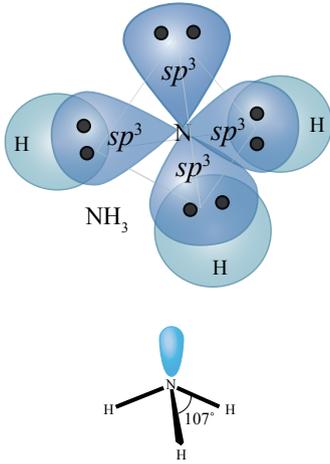


الشكل (22): الشكل الفراغي لجزيء الميثان CH_4 وتوزيع أزواج الإلكترونات الرابطة.

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



• أحدد أنواع الأفلاك المكونة للرابطة (O-H).



الشكل (24): الشكل الفراغي

لجزيء الأمونيا NH_3 وتوزيع أزواج
 الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة.

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

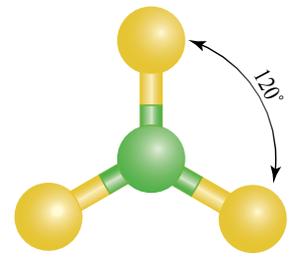
وكذلك فإن الأفلاك المهجنة sp^3 تدخل في تكوين الروابط في جزيء الأمونيا NH_3 فمستوى التكافؤ لذرة النيتروجين يحتوي ثلاثة إلكترونات منفردة في أفلاك $2p$ كما يشير توزيعها الإلكتروني ($2s^2 2p^3$)، وهذا يعني أن ذرة النيتروجين يمكن أن تستخدم أفلاك $2p$ الثلاثة لتكوين ثلاث روابط مع ذرات الهيدروجين، والزوايا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

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

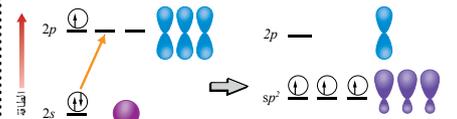
✓ **أتحقق:** ما نوع التهجين في الذرات المركزية لكل من الجزيئات
 (OF_2, NF_3) ؟ ما الشكل الفراغي لكل من هذه الجزيئات؟

التهجين sp^2

عند دراسة الروابط في الجزيء BF_3 نجد أن مستوى التكافؤ لذرة البورون (B) يحتوي إلكترونًا منفردًا واحدًا في أفلاك $2p$ وهذا يعني أن ذرة البورون يمكنها تكوين رابطة واحدة، وفي الواقع فإنها تكون ثلاث روابط من النوع سيجمما تكون الزاوية بين كل منها (120°) ، ويكون شكلها الفراغي مثلثًا مستويًا، أنظر إلى الشكل (25)، ما يبرر افتراض حدوث التهجين في ذرة البورون؛ حيث يندمج فلك $2s$ مع فلكين من $2p$ وينتج ثلاثة أفلاك مهجنة من النوع sp^2 تتوزع عليها إلكترونات التكافؤ للذرة ويصبح هناك ثلاثة إلكترونات منفردة يمكنها تكوين ثلاث روابط تساهمية من النوع سيجمما كما هو موضح في الشكل (26).

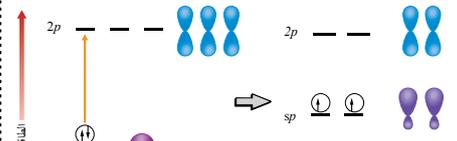


الشكل (25): الشكل الفراغي الجزيء BF_3 .



أفلاك مستوى التكافؤ بعد التهجين أفلاك مستوى التكافؤ الأصلية

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



أفلاك مستوى التكافؤ بعد التهجين أفلاك مستوى التكافؤ الأصلية

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

التهجين sp

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

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

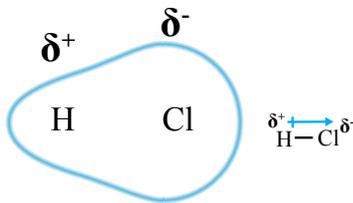


الشكل (28): الشكل الفراغي لجزيء BeH_2 وتوزيع أزواج الإلكترونات الرابطة.

أحد الأفلاك المندمجة لتكوين التهجين sp^2 في ذرة البيريليوم Be .

قطبية الجزيئات Polarity of Molecules

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



الشكل (29): قطبية الرابطة في جزيء HCl .

أطرح سؤالاً تكون إجابته: يختلف توزيع الكثافة الإلكترونية باختلاف السالبة الكهربائية.

تعتمد قطبية الرابطة على الفرق في السالبة الكهربائية بين الذرتين المكونتين للرابطة، فتزداد بزيادة فرق السالبة الكهربائية وتكون الرابطة غير قطبية إذا قل فرق السالبة الكهربائية بين الذرتين عن 0.4 وفقاً لمقياس باولنج.

وبسبب وجود روابط قطبية في الجزيئات فإنها قد تكون قطبية؛ أي أنها تمتلك **عزماً قطبياً Dipole Moment** وهو مقياس كمي لمدى توزيع الشحنات في الجزيء، وبناءً على ذلك يكون الجزيء HCl قطبياً، في حين يكون الجزيء Cl_2 غير قطبي.

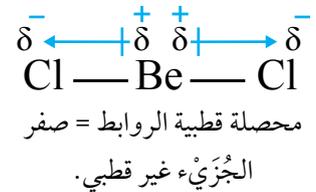
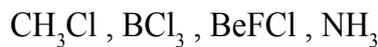
ويتوقف وجود عزم قطبي للجزيئات متعددة الذرات على الشكل الفراغي للجزيء، إضافة إلى قطبية روابطه، التي يمكن التعامل معها بوصفها قوى متجهة (ذات مقدار واتجاه)، فإذا كانت رابطة تساوي قطبية الأخرى وتعاكسها، فإن أحدهما تلغي الأخرى وتساوي المحصلة حينئذ صفراً؛ أي أن العزم القطبي للجزيء يساوي صفراً، ويكون الجزيء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

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

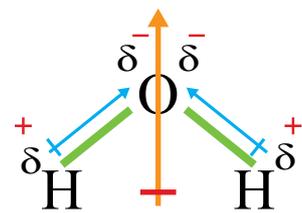
أما جزيء الماء (H_2O) ذو الشكل المنحني، فنجد أن قطبية روابطه لا تلغي بعضها بعضًا، ولا يساوي عزمه القطبي صفرًا، وبهذا يكون قطبيًا. أنظر إلى الشكل (31).

يتضح مما سبق أنه على الرغم من قطبية الروابط في كل من الجزيئين (H_2O) و ($BeCl_2$)، فإن الجزيء (H_2O) قطبي، في حين أن الجزيء ($BeCl_2$) غير قطبي؛ وذلك بسبب اختلاف الشكل الفراغي لكل منهما؛ ما يعني أن قطبية الرابطة ليست شرطًا كافيًا ليكون الجزيء قطبيًا. يبين الجدول (7) العلاقة بين الشكل الفراغي للجزيء وقطيته.

✓ **أتحقّق** أحدّد ممّا يأتي الجزيء الذي له عزم قطبي:



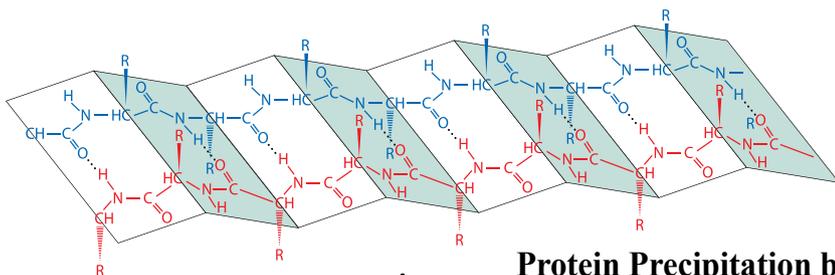
الشكل (30): العزم القطبي لجزيء $BeCl_2$.



الشكل (31): العزم القطبي لجزيء H_2O .

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

الصيغة العامة للجزيء	الشكل الفراغي	قطبية الجزيء
AX_2	خطي	غير قطبي
AXY	خطي	قطبي
AX_2	منحن	قطبي
AX_3	مثلث مستو	غير قطبي
AX_2Y	مثلث مستو	قطبي
AX_3	هرم ثلاثي	قطبي
AX_4	رباعي الأوجه منتظم	غير قطبي
AX_3Y	رباعي الأوجه منتظم	قطبي



تركيب سلاسل البروتين

ترسيب البروتين بالتمليح Protein Precipitation by Salting

تتميز البروتينات باحتوائها مجموعات قطبية، مثل NH_2 و CO و NH و COOH و OH ، وعند استخلاصها من الخلايا، فإن مجموعات القطبية تنجذب نحو جزيئات الماء القطبية وترتبط بها مكونة محلولاً غروبياً، ولاستخلاص هذه البروتينات من المحلول تُضاف بعض الأملاح إلى المحلول، مثل كبريتات الأمونيوم $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ، التي تذوب فيه وتنجذب أيوناتها الناتجة نحو الأطراف القطبية للماء وترتبط بها بدلاً من المجموعات القطبية لسلاسل البروتينات؛ فيسبب تحرر هذه السلاسل وانجذابها نحو بعضها بعضاً، فتنشأ بينها روابط هيدروجينية وترسب بسبب زيادة كتلتها المولية؛ وبهذا يجري عزل البروتينات وترسيبها.

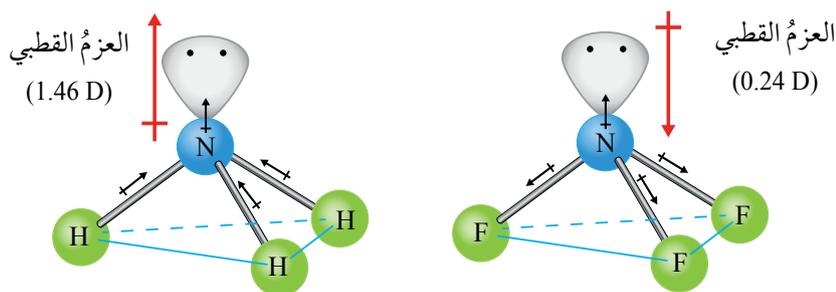
أثر أزواج الإلكترونات غير الرابطة في قطبية الجزيء

تمتلك بعض الجزيئات أزواج إلكترونات غير رابطة تحيط بذرة الجزيء المركزية، مثل NH_3 يتولد لها عزم قطبي صغير نسبياً يتجه بعيداً عن النواة، ما يؤدي إلى زيادة العزم القطبي للجزيء أو التقليل منه، وذلك تبعاً لاتجاه قطبية الروابط في الجزيء كما يتضح من الشكل (32)، الذي يبين اتجاهات العزوم القطبية في كل من الجزيئين $(\text{NH}_3$ و $\text{NF}_3)$.

✓ **أتحقّق** أفسّر: العزم القطبي للجزيء NH_3 أكبر من العزم القطبي للجزيء NF_3 .

أبحث: أرجع إلى مواقع إلكترونية مناسبة عبر الإنترنت، وأبحث عن قطبية الجزيئات SO_2 و NO_2 و NOCl ثم أكتب تقريراً بذلك، أو أصمّم عرضاً تقديمياً عن الموضوع، بإشراف معلّمي/ معلّمتي ثم أشاركه مع زملائي/ زميلاتني في الصف.

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



التجربة 2

الأشكال الفراغية للجزيئات وقطبيتها

المواد والأدوات:

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

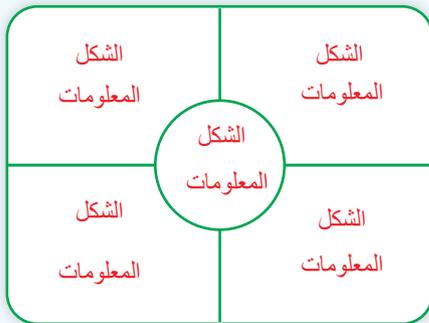
إرشادات السلامة:

- أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- أتوخى الحذر عند استخدام المقص والمشرط.

خطوات العمل:

1- أرسم جدولاً على ورقة (A4) يتضمن معلومات عن أشكال الجزيئات المختلفة كما يأتي:

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



2- أرسم لوحة جدارية من الكرتون ملوثة كما في الشكل المجاور.

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

4- أدون المعلومات المتعلقة بالشكل في المكان المخصص له.

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

التحليل والاستنتاج:

1- أحدد أشكال الجزيئات التي تكون دائماً قطبية.

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

3- أفسر العلاقة بين قطبية الروابط وقطبية الجزيء.

4- أستنتج العلاقة بين قطبية الجزيء وشكله الفراغي.

مراجعةُ الدرس

- 1 - الفكرةُ الرئيسة: أوضِّحْ مُبررات نظرية التهجين.
- 2 - أوضِّحْ المقصودَ بكلِّ من: التهجين، العزم القطبيّ.
- 3 - **أقدمُ دليلاً** على استخدام ذرّة الأكسجين في جُزيء الماء أفلاكاً مُهجنّة من النوع sp^3 .
- 4 - **أفسّر:**
 - أ . الجُزيء NF_3 قطبي في حين الجُزيء BF_3 غير قطبي.
 - ب . العزمُ القطبيّ لجُزيء الماء (H_2O) أكبرُ من العزم القطبيّ للجُزيء (OF_2).
- 5 - **أقارن:** إذا علمتُ أنّ العنصرين (X, Y) يرتبطُ كلُّ منهما بالهيدروجين مكوّناً الصيغة (YH_2, XH_2)، فأجيبُ عن الأسئلة الآتية:
 - أ . أكتبُ تركيبَ لويس لكلِّ منهما.
 - ب . أرسمُ شكلَ كلِّ منهما الفراغيّ.
 - جـ . أحددُ نوعَ التهجين الذي تستخدمُهُ أفلاكُ الذرّة المركزية في كلِّ منهما.
 - د . **أفسّر** استخدامَ الذرّة (X) الأفلاك المُهجنّة في تكوين الروابط.
 - هـ . أحددُ الجُزيء الذي له عزمٌ قطبيّ.
- 6 - يُستخدمُ الأستيلين في قصّ الفلزات ولحامها في ورشِ تصليح هياكل السيارات. أدرسُ جُزيء الأستيلين ($CH\equiv CH$)، ثمَّ أجيبُ عن الأسئلة الآتية:
 - أ . **أتوقّع** نوعَ التهجين الذي تستخدمُهُ كلُّ من ذرتي الكربون في الجُزيء.
 - ب . **أستنتج** عددَ الروابط سيجما وباي في الجُزيء.
 - جـ . أسمّي الأفلاك التي تستخدمُها ذرّة الكربون في تكوين كلِّ من الروابط الآتية: $(C\equiv C), (C-H)$
- 7 - **أصمّمُ استقصاءً:** يعتقد طلبة الصف الحادي عشر أن قطبية الجُزيء ترتبط بالشكل الفراغي له. أصوغُ فرضية تبين العوامل التي تؤثر في قطبية الجُزيء، وأصمّمُ استقصاءً لاختبار فرضيتي، مستعيناً بمصادر المعرفة الموثوقة المتوافرة لدي.

أنواع قوى التجاذب بين الجزيئات

Types of Attraction Forces between Molecules

تنشأ بين جسيمات المادة المتجاورة (جزيئات أو ذرات أو أيونات) قوى تجاذب تُعدُّ المسؤولة عن خصائص المادة، مثل: درجتي الغليان والانصهار، ولزوجة السوائل، وغيرها، وكذلك تحولاتها من حالة فيزيائية إلى أخرى، فمثلاً، تكون هذه القوى ضعيفة جداً بين جزيئات الغاز، ما يفسر قدرته على الانتشار والتدفق بسهولة، وفي المواد السائلة تكون قوى التجاذب بين جسيماتها قوية بما يكفي لثبات حجمها، أما المواد الصلبة، فتكون قوى التجاذب بين جسيماتها أكثر قوة مما في المواد السائلة، ويُطلق على ذلك **القوى بين الجزيئات Intermolecular Forces** وهي قوى تجاذب تنشأ بين جسيمات المادة نفسها، تختلف بطبيعتها عن الروابط الكيميائية التي تنشأ بين الذرات، وعادةً تكون أضعف منها بكثير؛ إذ تعادل قوتها (1-10%) من قوة الرابطة التساهمية.

وهناك ثلاثة أنواع أساسية من قوى التجاذب بين الجزيئات، هي: الروابط الهيدروجينية، وقوى ثنائية القطب، وقوى لندن وسأتعرف في هذا الدرس هذه القوى وأثرها في الخصائص الفيزيائية للمواد المختلفة.

الروابط الهيدروجينية Hydrogen Bonds

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

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

الفكرة الرئيسة:

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

نتائج التعلم:

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

المفاهيم والمصطلحات:

القوى بين الجزيئات

Intermolecular Forces

الرابطة الهيدروجينية

Hydrogen Bond

قوى ثنائية القطب

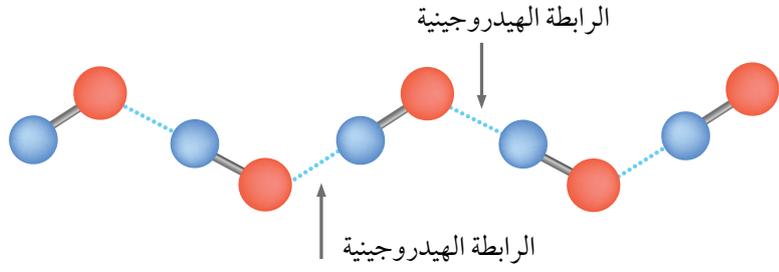
Dipole-Dipole Forces

London Forces

قوى لندن

الشكل (33): الروابط الهيدروجينية بين
جزيئات فلوريد الهيدروجين.

● ذرة الفلور
● ذرة الهيدروجين

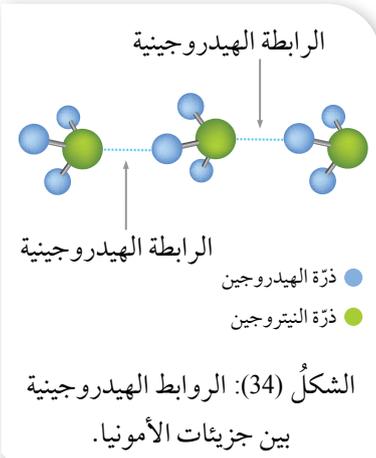


الهيدروجين ذات شحنة جزئية موجبة (δ^+)، وتكون قطبية الرابطة بينهما عالية، وعند اقتراب جزيئي HF من بعضهما، فإن الشحنة الجزئية الموجبة لذرة الهيدروجين في الجزيء تنجذب نحو زوج الإلكترونات غير الرابطة في ذرة الفلور في الجزيء المجاور، وينشأ بينهما الرابطة الهيدروجينية كما في الشكل (33).

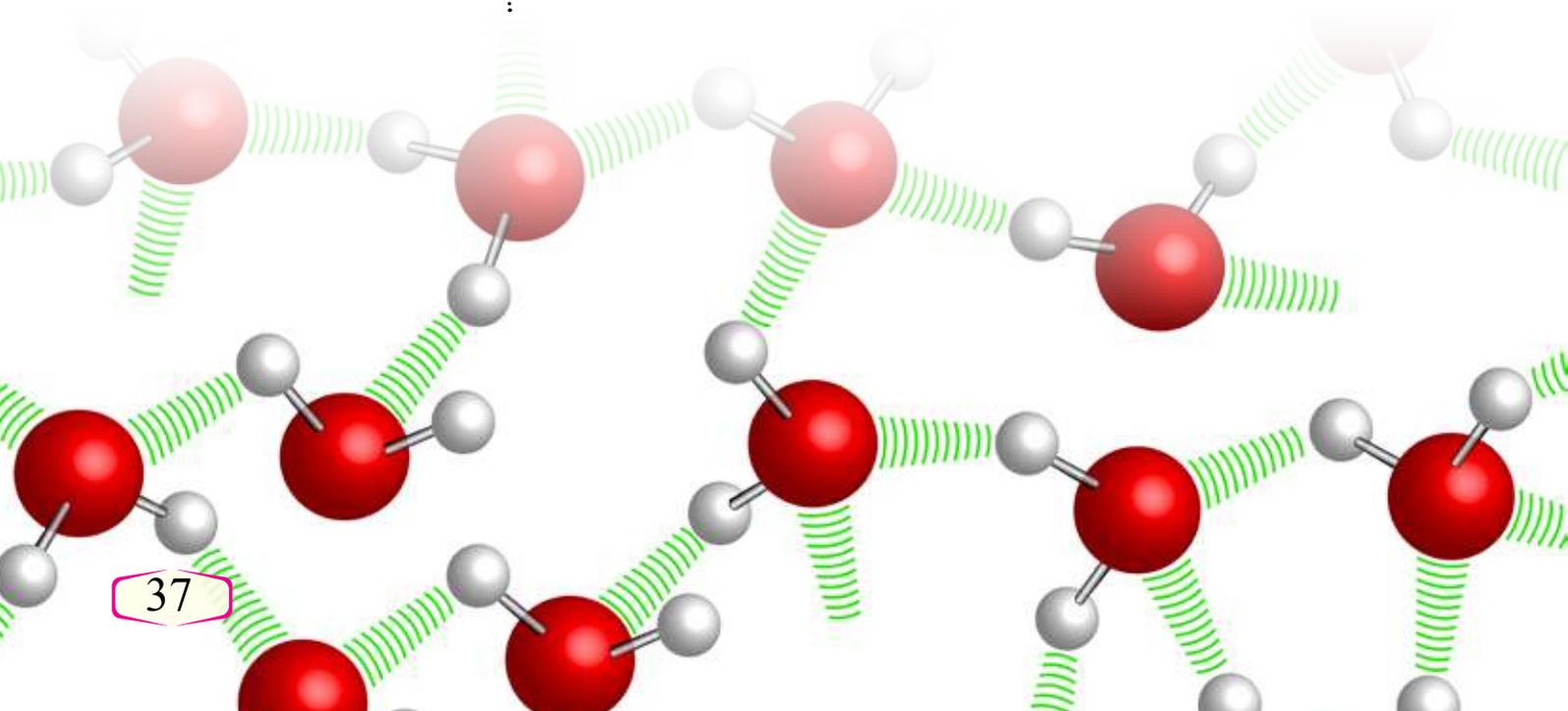
وكذلك عند اقتراب جزيئات الأمونيا من بعضها فإن ذرة الهيدروجين في الجزيء الأول تنجذب نحو زوج الإلكترونات غير الرابطة لذرة النيتروجين من الجزيء الثاني، وتنشأ بينها رابطة هيدروجينية كما يتضح في الشكل (34).

أما جزيئات الماء (H_2O)، فيوجد زوجان من الإلكترونات غير الرابطة حول ذرة الأكسجين في الجزيء، وذرتا هيدروجين، يمكن لكل منها تكوين رابطة هيدروجينية مع جزيئات ماء مجاورة، وبناءً على ذلك تنشأ شبكة من الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء كما يظهر في الشكل (35).

ويلاحظ أن عدد الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء أكبر من عدد الروابط الهيدروجينية بين جزيئات HF وجزيئات NH_3 .



الشكل (35): الروابط الهيدروجينية بين
جزيئات الماء.



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

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

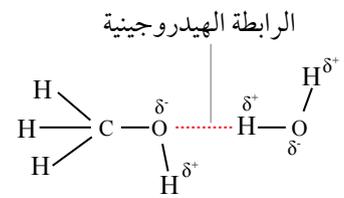
وتعتمد قوة الرابطة الهيدروجينية على قطبية الرابطة التساهمية بين الذرتين في الجزيء وطولها بين جزيئين متجاورين، فمثلاً، نجد أن قوة الرابطة الهيدروجينية في الماء أكبر منها في الأمونيا؛ وذلك لأن قطبية الرابطة (O-H) أكبر من قطبية الرابطة (N-H)، وكذلك فإن قوة الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات فلوريد الهيدروجين (HF) أكبر منها بين جزيئات الماء؛ لأن قطبية الرابطة (H-F) أكبر منها للرابطة (H-O).

وتعد طاقة الرابطة مقياساً لقوة الرابطة، فمثلاً، طاقة الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات فلوريد الهيدروجين (HF) أكبر من مثيلاتها بين كل من جزيئات الماء وجزيئات الأمونيا كما يتضح من الجدول (8).

كما تنشأ الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات مختلفة، فمثلاً، عند إذابة الميثانول (CH₃OH) في الماء، فإن جزيئاته ترتبط بجزيئات الماء برابطة هيدروجينية كما في الشكل (36).

✓ **أتحقق** أحدد من بين المواد الآتية المواد التي ترتبط جزيئاتها بروابط هيدروجينية: CHCl₃ , CH₃OH , HBr , CH₃NH₂

أفكر: على الرغم من أن الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات (HF) أقوى منها بين جزيئات الماء، إلا أن درجة غليان الماء (H₂O) أعلى من درجة غليان (HF). أفسر ذلك.

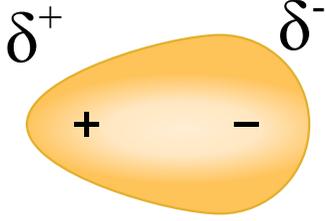


الشكل (36): الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات الماء والميثانول.

أبحث: أراجع إلى مواقع إلكترونية مناسبة عبر الإنترنت، وأبحث عن دور الرابطة الهيدروجينية في بناء شريط الحمض النووي الريبوزي منقوص الأكسجين (Deoxyribonucleic Acid (DNA) ثم أكتب تقريراً بذلك، أو أصمم عرضاً تقديمياً عن الموضوع، بإشراف معلّمي/ معلّمتي ثم أشاركه مع زملائي/ زميلاتني في الصف.

القوى ثنائية القطب Dipole-Dipole Forces

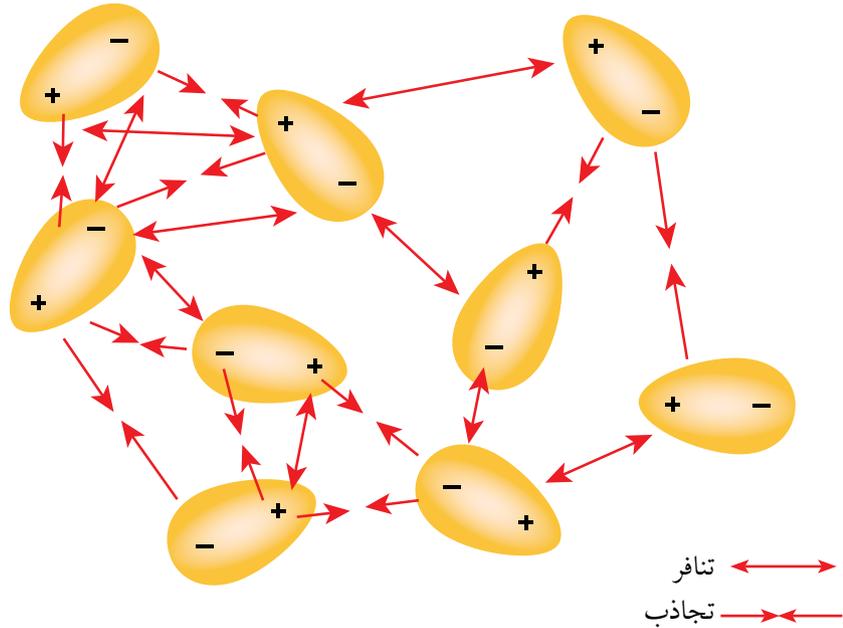
عرفت في ما سبق أنّ للعديد من الجزيئات عزمًا قطبيًا، وتوصف بأنها جزيئات قطبية، وهذا يعني أنّ الكثافة الإلكترونية تتوزع على طرفي الجزيء توزيعًا غير متجانس، فتظهر على أحد الطرفين شحنة جزئية سالبة، في حين تظهر على الطرف الآخر شحنة جزئية موجبة، وتسمى هذه الجزيئات ثنائية القطب. أنظر إلى الشكل (37).



الشكل (37): الجزيء ثنائي القطب.

ينشأ تجاذب بين الطرف السالب للجزيء والطرف الموجب لجزيء مجاور، وتتكون نتيجة لذلك شبكة من قوى التجاذب بين هذه الجزيئات يُطلق عليها **القوى ثنائية القطب Dipole-Dipole Forces** إضافة إلى هذه القوى ينشأ تنافر بين الأطراف المتماثلة الشحنة للجزيئات، إلا أنّ ترتيب الجزيئات وقوى التجاذب الناشئة بينها يتغلب على قوى التنافر؛ فيبقى الجزيئات متماسكة ومُنجذبة نحو بعضها في الحالتين السائلة والصلبة. أنظر إلى الشكل (38).

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



الشكل (38): تكوين قوى التجاذب والتنافر بين جزيئات ثنائية القطب.

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

تؤثر القوى ثنائية القطب في الخصائص الفيزيائية للمواد، مثل الحالة الفيزيائية للمادة ودرجة الغليان وغيرها، ويكون تأثيرها أقل من تأثير الروابط الهيدروجينية، ويبيّن الجدول (9) مقارنة الحالة الفيزيائية ودرجة الغليان لبعض المواد التي ترتبط جزيئاتها بروابط مختلفة. يتضح من الجدول أن درجة غليان المواد التي ترتبط جزيئاتها عموماً بروابط هيدروجينية، أعلى منها للمواد التي ترتبط جزيئاتها بالقوى ثنائية القطب، وهذا يعني عموماً أن الرابطة الهيدروجينية أقوى من القوى ثنائية القطب.

الربط بالحياة

اللصقات الطبية Medical Plasters

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

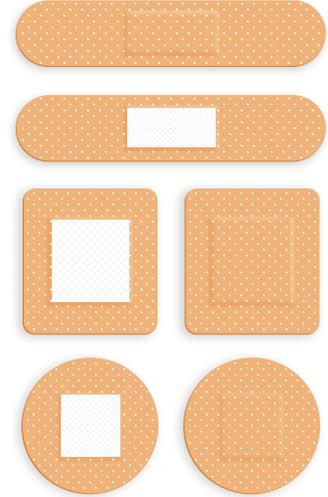


1 - أحدد المواد التي يُتوقع أن ترتبط جزيئاتها في الحالة السائلة

بقوى ثنائية القطب: HI , BF₃ , CO₂

2 - أرّتب المواد الآتية تصاعدياً بحسب درجة غليانها:

NH₃ , CH₃OH , CH₃Cl

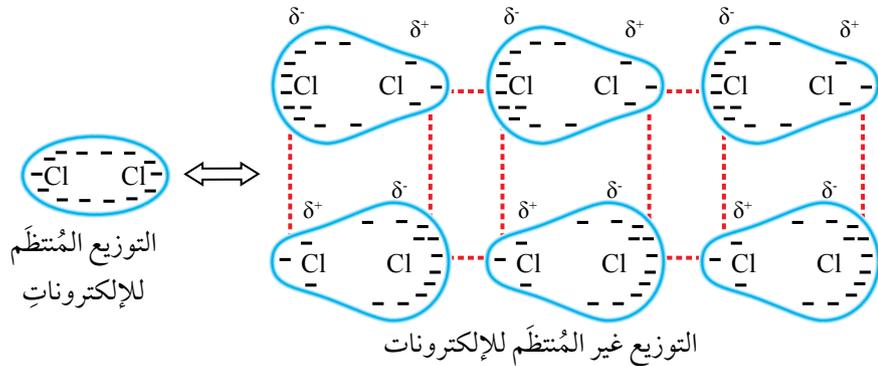


قوى لندن London Forces

يمكنُ للجزيئات غير القطبية أن تكون مُتماسكة ومُنجذبة نحو بعضها في الحالة السائلة؛ ما يشيرُ إلى وجود نوع من قوى التجاذب بين هذه الجزيئات، على الرغم من أنها لا تمتلك خصائص قطبية، وقد تمكنَ العالمُ فيرتز لندن Fritz London من دراسة هذه المواد، فتوصلَ إلى وجود قوى تجاذب ضعيفة تربط بين الجزيئات سُميت **قوى لندن London Forces** وهي قوى تجاذب ضعيفة تنشأ نتيجة الاستقطاب اللحظي للجزيئات أو الذرات.

يحدثُ الاستقطابُ اللحظي نتيجة توزيع الإلكترونات غير المنتظم في الجزيئات أو الذرات، فمثلاً، جُزيء الكلور Cl_2 غير قطبي؛ لأن ذرتيه متساويتان في السالبة الكهربائية، وبسبب حركة الإلكترونات المستمرة في الذرة قد يزداد عددُ الإلكترونات في أحد أطراف الجُزيء عن الطرف الآخر في لحظة ما، فتزداد الكثافةُ الإلكترونية في ذلك الطرف ويكتسب شحنة جزئية سالبة (δ^-)، وفي تلك اللحظة تظهرُ على الطرف الآخر شحنة جزئية موجبة (δ^+)، ويصبح جُزيء الكلور (Cl_2) قطبيًا، إلا أنه سرعان ما تعود الإلكترونات إلى حالة التوزيع المنتظم ويفقد الجُزيء قطبيته، ولذلك توصفُ قطبية الجزيء بالقطبية اللحظية، التي تؤثر في الجزيئات المجاورة لتنشأ فيها قطبية لحظية أخرى، وبذلك تنشأ بين جزيئات الكلور قوى تجاذب لحظية كما في الشكل (39)، يُطلقُ عليها ثنائية القطب اللحظية أو قوى لندن.

الشكل (39): تكوين قوى ثنائية القطب اللحظية بين جزيئات الكلور Cl_2 .



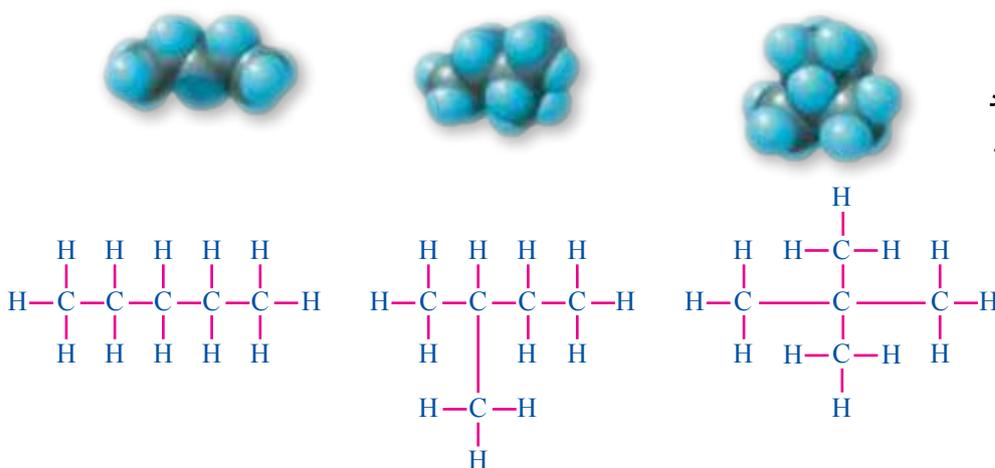
وتتكوّن قوى لندن بين جميع الجزيئات والذرات، إلا أنّ تأثيرها يكون أكثر وضوحاً بين الجزيئات غير القطبية بسبب عدم وجود قوى تجاذب أخرى بينها. إضافةً إلى الجزيئات غير القطبية فإنّ قوى لندن توجدُ بين ذرات الغاز النبيل، مثل الهيليوم والنيون؛ حيث يؤدي توزيع الإلكترونات غير المنتظم إلى نشوء تلك القوى لحظياً بين الذرات. وتعدّ قوى لندن من أضعف أنواع قوى التجاذب، وتعتمدُ هذه القوةُ عموماً على عدد الإلكترونات في الجزيء أو كتلته الموليّة، فتزداد بزيادتها.

كما تتأثّر قوى لندن بأشكال الجزيئات، فمثلاً، هناك ثلاثة مركّبات لها الصيغة الجزيئية نفسها (C_5H_{12})، ولها الكتلة الموليّة نفسها، إلا أنّها تتفاوتُ في درجة غليانها وطاقته تبخرها؛ وذلك بسبب اختلاف توزيع ذراتها في الجزيء واختلاف أشكالها كما يظهرُ في الشكل (40).

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



أستخدم برنامجَ صانع الأفلام (Movie Maker)، وأصمّمُ فيلماً أشرحُ فيه قوى التجاذب بين الجزيئات، ثمّ أعرضه على زملائي/ زميلاتي في الصف.



الشكل (40): تفاوت الخصائص الفيزيائية لعدد من المواد متساوية الكتلة المولية.

بنتان
36 °C
25.8 kJ/mol

2-ميثيل بيوتان
28 °C
24.7 kJ/mol

2، 2-ثنائي ميثيل بروبان
9.5 °C
22.8 kJ/mol

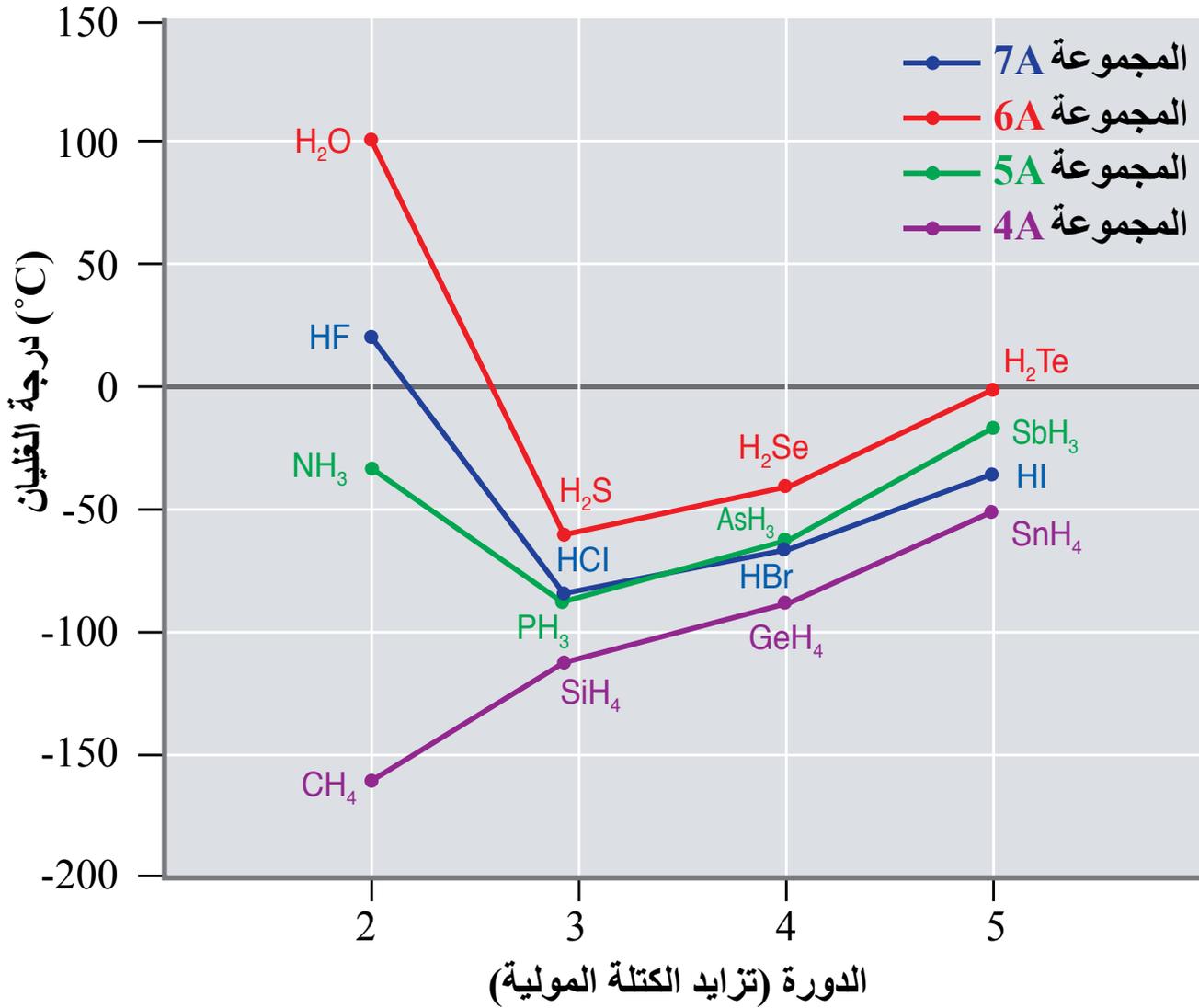
اسم المركب:
درجة الغليان:
طاقة التبخر:

أفكر: درجة غليان المركب SbH_3 أعلى من درجة غليان المركب NH_3 أفسر ذلك.

الشكل (41): درجات الغليان لعدد من مركبات الهيدروجين لعناصر المجموعات (4A-7A).

يتضح مما سبق أن الخصائص الفيزيائية للمواد، مثل: درجتي الغليان والانصهار، وطاقة التبخر، تزداد عمومًا كلما كانت قوى التجاذب بين الجزيئات أقوى، ويبيّن الشكل (41) درجات الغليان لعدد من مركبات الهيدروجين لعناصر المجموعات (4A-7A).

ألاحظ من الشكل تزايد درجة الغليان لمركبات الهيدروجين لعناصر المجموعات (4A-7A) بزيادة الكتلة المولية، ما يدل على زيادة قوى التجاذب بينها، ويلاحظ أن H_2O , HF , NH_3 تمتلك درجة غليان أعلى بكثير على الرغم من أن لها أقل كتلة مولية مقارنة بمركبات عناصر مجموعتها؛ وذلك بسبب ترابط جزيئات كل منها بالرابطة الهيدروجينية التي تتميز بالقوة النسبية مقارنة بقوى لندن والقوى ثنائية القطب.

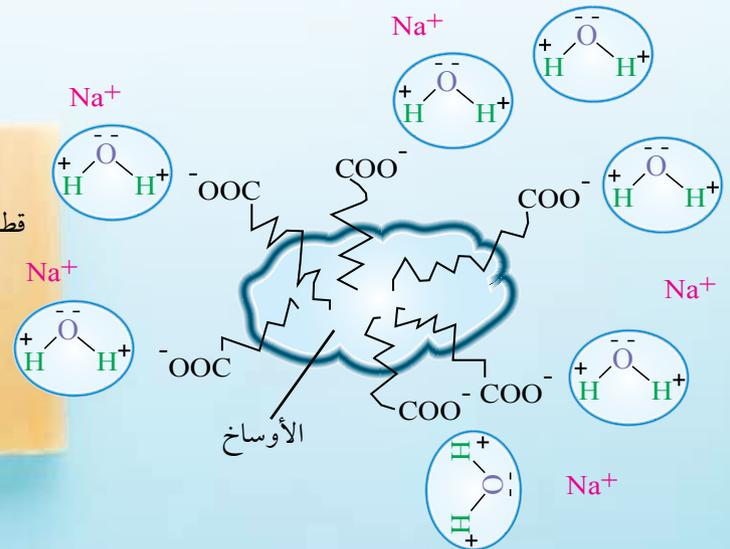


قوى التجاذب وعمل المنظفات الصابونية

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

✓ **أتحقّق:**

- 1- أحدّد المواد التي ترتبط جسيماتها ارتباطاً رئيساً بقوى لندن في ما يأتي: C_3H_8 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, Ne , SiCl_4 , HBr .
- 2- أيها ستكون له درجة غليان أعلى C_5H_{12} أم C_3H_8 ؟ أبرر إجابتي.



التجربة 3

قوى التجاذب بين الجزيئات والخصائص الفيزيائية للمواد

المواد والأدوات:

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

إرشادات السلامة:

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

خطوات العمل:

1- أكمل جدول البيانات الآتي، ثم أجيب عن الأسئلة التي تليه:

المادّة	الكتلة الموليّة	نوع قوى التجاذب بين الجسيمات في الحالة السائلة	درجة الغليان (°C)	الحالة الفيزيائية عند درجة حرارة الغرفة
Ne	20		-246	
Ar	40		-185.6	
Kr	84		-153.4	
H ₂ O	18		100	سائل
H ₂ Se	81		-41.2	
H ₂ Te	129.6		-2	

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

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

4- أرسم بيانيّاً باستخدام برمجية إكسل العلاقة بين درجة الغليان والكتلة الذريّة لذرات العناصر النبيلة.

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

التحليل والاستنتاج:

1- أفسّر ارتفاع درجة غليان الماء مقارنةً ببقية المركّبات في الجدول، على الرغم من أنّها مركّبات لعناصر المجموعة السادسة.

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

مراجعةُ الدرس

- 1 - الفكرةُ الرئيسةُ: أَوْضِحْ سببَ اختلافِ الموادِ في خصائصها الفيزيائية.
- 2 - أَوْضِحْ المقصودَ بكلِّ من: الرابطة الهيدروجينية، قوى لندن.
- 3 أَوْضِحْ تَكُونِ ثنائي القطب اللحظي بين ذرات الهيليوم (He).
- 4 - أفسِّرْ:
 - أ . درجة غليان المركَّب $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ أعلى من درجة غليان المركَّب $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.
 - ب . درجة غليان مركبات عناصر المجموعة الرابعة مرتبة على النحو الآتي:
 $(\text{GeCl}_4 > \text{SiCl}_4 > \text{CCl}_4)$
- 5 - أحدِّدْ نوعَ قوى التجاذب بين جسيمات كلِّ من المواد الآتية في الحالة السائلة:
 $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$, HBr , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$, He
- 6 - أرْتبِ المواد الآتية تصاعدياً بحسب تزايد قوَّة التجاذب بين جزيئاتها في الحالة السائلة في الظروف نفسها:
 CH_3OH , CH_4 , HCl , C_2H_6
- 7 - **أصوغ فرضية:** عن أثر الكتلة المولية للجُزْيء في درجة الغليان للسائل، ثم أصمم استقصاءً لاختبار فرضيتي، مُحدِّدًا فيه المتغيرات المستقلة والتابعة والمضبوطة.
- 8 - **السبب والنتيجة:** ما سبب حدوث الاستقطاب اللحظي في ذرة العنصر؟
- 9 - **أفسر:** أحدد درجات غليان المركبات: $(\text{CH}_4, \text{SiH}_4, \text{GeH}_4, \text{SnH}_4)$ ، ثم أبيِّن سبب تفاوتها، مستعيناً بالرسم البياني في الشكل (41).

تُعدُّ شاشات العرض بأنواعها المتعددة مِنَ التَّقْنِيَّاتِ الحَدِيثَةِ واسعةَ الاستخدام من حولنا، مثل شاشات البلّورات السائلة Liquid Crystal Display (LCD) وشاشات الحاسوب المحمول، والساعات الرَّقْمِيَّة، وأفران الميكروويف، ومشغلات الأقراص المُدمجة وغيرها، التي تستخدم ما يُعرف بالبلّورات السائلة (Liquid Crystal)، التي يعتمدُ مبدأ عملها على قوى التجاذب بين الجزيئات.

وتتميز البلّورات السائلة بأنّها تجمعُ بين خصائص المادتين الصلبة والسائلة في الوقت نفسه؛ حيث يمكن لجزيئاتها أن تترتّب وتصفّف باتجاهات محدّدة وَفَقَّ حالة استقطابها وتحافظ على ترتيبها كما في المواد الصلبة، كما يمكنها الانتقال من موقع إلى آخر كما في المواد السائلة، فهي أقرب إلى المواد السائلة مِنَ المواد الصلبة؛ وذلك أنّ قوى التجاذب ثنائيّة القطب بين جزيئاتها ضعيفةٌ نسبيًا؛ فيتطلّب تزويد البلّورة بكمية قليلة من الطاقة للتغلب عليها وتحرير جزيئاتها، وهذا يسمح لها بالانتقال من موقع إلى آخر كما في السوائل الحقيقية. وتوجدُ البلّورات السائلة في عدّة أطوار مختلفة تعتمد على درجة الحرارة وطبيعة المواد التي تصنع منها. عمومًا، تتكوّن البلّورات السائلة من جزيئات صلبة ثنائيّة القطب تتأثّر بالمجال الكهربائي كما تتأثّر بالضوء، فعند تعرّضها للضوء تترتّب جزيئاتها بطريقة معيّنة وَفَقًا لشدة الضوء وفرق الجهد الكهربائي المؤثّر فيها، فيسمح للضوء بالمرور من خلالها، ومن ثمّ، تُعرَضُ الألوان المختلفة بواسطة الاستقطاب، الذي يحدث لجزيئات البلّورة السائلة والهيكل المحدّد لشاشة (LCD).

أبحاث أُرْجِعْ إلى مواقع إلكترونية مناسبة عبر الإنترنت، وأبحث في مكونات شاشات العرض (LCD) ومبدأ عملها، ثم أكتب تقريرًا عن ذلك، أو أصمّم عرضًا تقديميًا عن الموضوع، ثم أناقش فيه زملائي / زميلاتي في الصّف.

- أ. أكتب تركيب لويس لكل من المركبين.
 ب. أحدد العدد الذري لكل من X و Y.
 ج. أحدد نوع الأفلاك التي تستخدمها كل من الذرتين في تكوين الروابط.
 د. أرسم الشكل الفراغي لكل من XF_2 و YF_2 ، وأحدد قطبية كل منهما.
 هـ. أتوقع مقدار الزاوية بين الروابط في كل من المركبين.

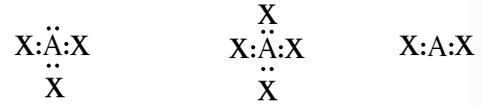
6. أرسم الأشكال الفراغية لكل من الجزيئات الآتية، ثم أبين قطبية كل منها:
 NF_3 , BCl_3 , OCl_2 , CH_2Cl_2 , BeH_2

7. أفسر:

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

1. أوضح المقصود بكل من المفاهيم الآتية:
 الرابطة التناسقية، الفلك المهجن، قوى التجاذب ثنائية القطب.

2. أتوقع الشكل الفراغي لكل من الجزيئات الآتية، بالاعتماد على تراكيب لويس لكل منها:



3. أقرن بين الجزيئين NH_3 , BH_3 ، من حيث:

- عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية،
 عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة، نوع التهجين في الذرة المركزية، الشكل الفراغي،
 الزاوية بين الروابط، قطبية الجزيئات.

4. أجب عما يأتي في ما يتعلق بالجزيء BeF_2 علماً أن العدد الذري للبريليوم (4):

- أ. أكتب التوزيع الإلكتروني لذرة البريليوم (Be) قبل التهجين وبعده.

- ب. أحدد نوع التهجين في الذرة المركزية Be.

- ج. أحدد نوع الأفلاك المكونة للرابطة F - Be.

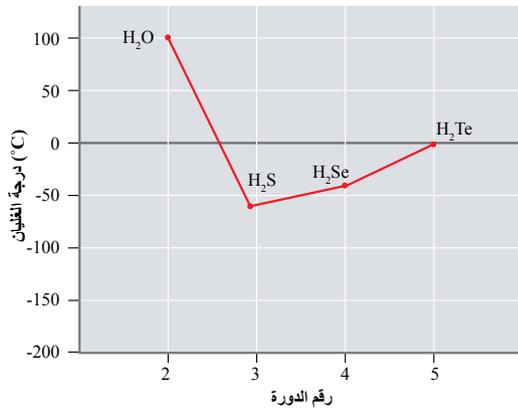
- د. أتوقع مقدار الزاوية بين الروابط (الأفلاك المهجنة) في الجزيء BeF_2 .

- هـ. أرسم الشكل البنائي للجزيء وأسميه.

5. عنصران (Y، X) من الدورة الثانية، يكونان مع الفلور الصيغتين (YF_2 ، XF_2) على التوالي.

- إذا كان المركب XF_2 يمتلك أزواج إلكترونات غير رابطة، فأجب عن الأسئلة الآتية:

11. يبيّن الشكل المجاورُ تغيّرَ درجة غليان بعض مركّبات عناصر المجموعة السادسة وفقاً لترتيبها في الجدول



الدوريّ. أنأملها، ثمّ أُجيبُ عمّا يأتي:

أ. أحدّد نوعَ قوى التجاذب في كلّ مركّب منها.

ب. أفسّر الاختلافَ الكبيرَ في درجة غليان الماء مقارنةً ببقية مركّبات عناصر المجموعة.

ج. أفسّر تزايدَ درجة غليان مركّبات عناصر المجموعة بزيادة رَقَم دورتها في الجدول الدوريّ.

12. أختار الإجابة الصحيحة لكلّ فقرة في ما يأتي:

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

أ. متماثلة في الطاقة

ب. متماثلة في الاتجاه الفراغيّ

ب. متماثلة في الشكل

د. متماثلة في السّعة

(2) الأمونيا أحد المركّبات المهمة في صناعة الأسمدة والمنظفات. تتفاعل الأمونيا مع أيون الهيدروجين H⁺ لتكوين NH₄⁺ وعليه، فإن نوع الرابطة التي تكونت في هذا التفاعل:

أ. ثنائية القطب ب. رابطة هيدروجينية ج. رابطة أيونية د. رابطة تناسقية

(3) المُركّب الذي يتخذ الشكل رباعيّ الأوجه المُنتظم في ما يأتي هو:

أ. SiCl₄ ب. NF₃ ج. OCl₂ د. BeF₂

(4) عدد الروابط سيجمما وباي في الجزيء CH₃CH=CH₂ هو:

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

(5) تتكوّن الرابطة (H - C) في جزيء CH₄ من تداخل الأفلاك:

أ. s - p ب. p - p ج. s - sp³ د. sp³ - sp³

(6) الشكل الفراغيّ الذي تكون فيه الزاوية بين الروابط 120° هو:

أ. هرم ثلاثيّ ب. مثلث مستوٍ ج. مُنحَنٍ د. رباعيّ الأوجه مُنتظم

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

أ. SiCl₄ ب. BH₃ ج. OCl₂ د. BeF₂

(8) المادّة التي تتربط جزيئاتها بروابط هيدروجينية هي:

أ. CH₃F ب. CH₃OH ج. HCl د. CO₂

(9) أحد التحولات الآتية يصاحبها التغلب على قوى لندن فقط:

أ. CH₃NH_{2(l)} → CH₃NH_{2(g)} ب. H₂O_(s) → H₂O_(g)

ج. C₂H₅OH_(l) → C₂H₅OH_(g) د. CO_{2(l)} → CO_{2(g)}

(10) المادّة الأكثرُ ترابطاً في الحالة السائلة من بين المواد الآتية هي:

أ. CHCl₃ ب. BF₃ ج. NH₃ د. PH₃

التفاعلات والحسابات الكيميائية

Reactions and Stoichiometry

الوحدة

2



أتملُّ الصورة

تتنوع التفاعلات الكيميائية، وينتج منها عددٌ هائلٌ من المركبات المختلفة، ويُعبّر عن التفاعلات بمعادلاتٍ كيميائيةٍ موزونة تُعدُّ ركائزَ أساسيةً في الحسابات الكيميائية لحساب كميات المواد المتفاعلة والنتيجة. فما أنواع التفاعلات الكيميائية؟ وكيف تُؤثر زيادة كمية مادةٍ متفاعلةٍ أو نقصها في كمية المادة الناتجة؟

الفكرة العامة:

تُصنّف التفاعلات الكيميائية إلى أنواع مختلفة، يُعبّر عنها بمعادلات كيميائية موزونة تعدُّ الأساس في الحسابات الكيميائية.

الدرس الأول: التفاعلات الكيميائية.

الفكرة الرئيسة: تعتمد أنواع التفاعلات الكيميائية على التغيرات التي تحدث على المواد المتفاعلة والنتيجة، ويُعبّر عنها بمعادلات كيميائية، ويمكن وصف التفاعلات التي تحدث في المحاليل المائية بمعادلات أيونية.

الدرس الثاني: تركيز المحاليل

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

الدرس الثالث: الحسابات الكيميائية.

الفكرة الرئيسة: تستند الحسابات الكيميائية المبنية على المادة المحددة للتفاعل إلى المقارنة بين عدد المولات اللازمة للتفاعل والمولات المتوافرة، وتحدد كمية المادة الناتجة بناءً على المادة المحددة للتفاعل.

تجربة استهلاكية

التفاعل الكيميائي

المواد والأدوات: محلول كلوريد الحديد (III) FeCl_3 تركيزه 0.1 M، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 0.1 M، كأس زجاجية سعتها 100 mL، مخبران مدرجان.

إرشادات السلامة:

- أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- أتوخى الحذر عند التعامل مع المواد الكيميائية.
- أردي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

خطوات العمل:

1 أقيس: استخدم المخبر المدرج الأول في قياس 5 mL من محلول FeCl_3 والمخبر المدرج الثاني في قياس 5 mL من محلول NaOH.

2 ألاحظ: أسكب محتويات المخبرين تدريجياً في الكأس الزجاجية، وألاحظ ما يحدث، ثم أسجل ملاحظاتي.

التحليل والاستنتاج:

- 1- أفسر التغيير الذي يطرأ على الخليط في الكأس الزجاجية.
- 2- أكتب معادلة كيميائية موزونة تصف التفاعل الحاصل.
- 3- أستنتج نوع التفاعل الذي حدث.

أنواع التفاعلات الكيميائية

Types of Chemical Reactions

تكتسب التفاعلات الكيميائية أهمية كبيرة في حياتنا اليومية، سواء أكانت تلك التي تحدث في أجسام الكائنات الحية أم في المصانع والمختبرات. وتتنوع تلك التفاعلات منتجة مواد جديدة تختلف في خصائصها عن خصائص مكوناتها. ولتسهيل دراسة التفاعلات الكيميائية وما يحدث فيها من تغيرات على المواد المتفاعلة لتكون المواد الناتجة؛ صنفها الكيميائيون إلى أنواع رئيسة يُعبر عنها بمعادلات كيميائية موزونة تصف المواد المتفاعلة والناتجة. أنظر إلى الشكل (1).

فما أنواع التفاعلات الكيميائية؟ وما الخصائص التي صُنفت بناءً عليها؟ وكيف تُكتب المعادلة الأيونية؟



الشكل (1): تفاعل كيميائي .

الفكرة الرئيسة:

تعتمد أنواع التفاعلات الكيميائية على التغيرات التي تحدث للمواد المتفاعلة والناتجة، ويمكن وصف التفاعلات التي تحدث في المحاليل المائية بمعادلات أيونية.

نتائج التعلم:

- أصف التفاعلات الكيميائية وأذكر أمثلة عليها.
- أكتب معادلات أيونية موزونة لتفاعلات التعادل والترسيب.

المفاهيم والمصطلحات:

تفاعل الإحلال المزدوج

Double Displacement Reaction

تفاعل الترسيب

Precipitation Reaction

تفاعل التعادل

Neutrallization Reaction

المعادلة الأيونية Ionic Equation

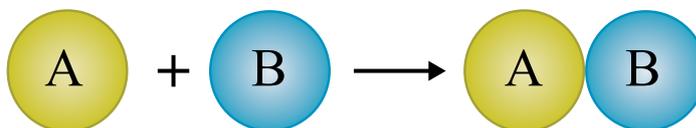
الأيونات المتفرجة Spectator Ions

المعادلة الأيونية النهائية

Net Ionic Equation

تفاعلات الاتحاد Combination Reactions

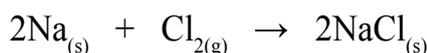
تفاعل كيميائي تتحد فيه مادتان أو أكثر (عناصر أو مركبات)؛ لإنتاج مادة واحدة جديدة تختلف في خصائصها عن خصائص مكوناتها. ويسمى هذا التفاعل أيضًا تفاعل التكوين أو التحضير Synthesis Reaction لأنه يؤدي إلى إنتاج مادة جديدة. ويمكن التعبير عنه بالمعادلة العامة الآتية:



تُصنّف تفاعلات الاتحاد بناءً على أنواع المواد المتفاعلة إلى ثلاثة أنواع كما يأتي:

اتحاد عنصر مع عنصر Combination Element with Element

يشتعل فلز الصوديوم بضوءٍ ساطعٍ أصفر اللون عند إمرار غاز الكلور عليه كما في الشكل (أ/2)، وينتج من التفاعل مركب كلوريد الصوديوم المعروف بملح الطعام كما في الشكل (ب/2)، ويُعبّر عن التفاعل بالمعادلة الآتية:



وكذلك يتحد فلز الحديد عند تسخينه مع الكبريت، مُكوّنًا مركب كبريتيد الحديد FeS كما في المعادلة الآتية:



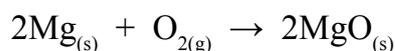
(ب)



(أ)

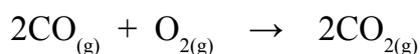
الشكل (2):
أ . اشتعال الصوديوم مع الكلور.
ب . ملح كلوريد الصوديوم.

ومن الأمثلة أيضاً على هذا النوع من التفاعلات اتحاد العناصر مع غاز الأوكسجين لتكوين أكاسيد العناصر كما في تفاعل المغنيسيوم مع غاز الأوكسجين لتكوين أكسيد المغنيسيوم MgO كما في الشكل (3)، ويُعبّر عن ذلك بالمعادلة الآتية:

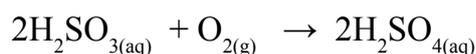


اتحاد عنصرٍ مع مُركّب Combination Element with Compound

يتفاعل غاز أول أكسيد الكربون مع غاز الأوكسجين لإنتاج غاز ثاني أكسيد الكربون وفقاً للمعادلة الآتية:



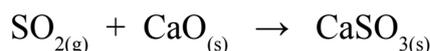
وكذلك يتحد حمض الكبريت (IV) H_2SO_3 مع الأوكسجين لإنتاج حمض الكبريتيك H_2SO_4 (حمض الكبريت VI) كما في المعادلة الآتية:



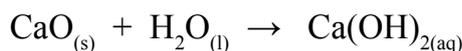
اتحاد مُركّب مع مُركّب

Combination Compound with a Compound

يتحد مُركّب ثاني أكسيد الكبريت SO_2 مع مُركّب أكسيد الكالسيوم CaO لإنتاج مُركّب كبريتيت الكالسيوم CaSO_3 وفق المعادلة الآتية:



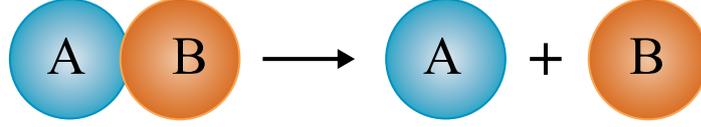
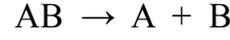
وكذلك يتفاعل مُركّب أكسيد الكالسيوم (الجير الحيّ) مع الماء لإنتاج هيدروكسيد الكالسيوم (الجير المطفأ) Ca(OH)_2 المُستخدم في موادّ البناء، وطلاء سيقان الأشجار، ودباغة الجلود. ويمكن التعبير عن التفاعل بالمعادلة الآتية:



الشكل (3): تفاعل فلز المغنيسيوم مع الأوكسجين. ما لون الضوء الصادر عن احتراق فلز المغنيسيوم؟

تفاعلات التحلل (التفكك) Decomposition Reactions

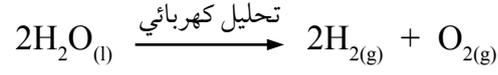
تفاعل يتحلل فيه مركب واحد بوجود طاقة حرارية أو ضوئية أو كهربائية لإنتاج مادتين أو أكثر، وقد تكون المواد الناتجة عناصر أو مركبات. ويُعدُّ تفاعل التحلل عكس تفاعل الاتحاد، ويمكن التعبير عن تفاعلات التحلل بالمعادلة العامة الآتية:



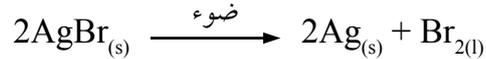
تُصنَّفُ تفاعلات التحلل إلى ثلاثة أنواع كما يأتي:
تحلل مركب لإنتاج عنصرين

Decomposition of A compound to produce two Elements

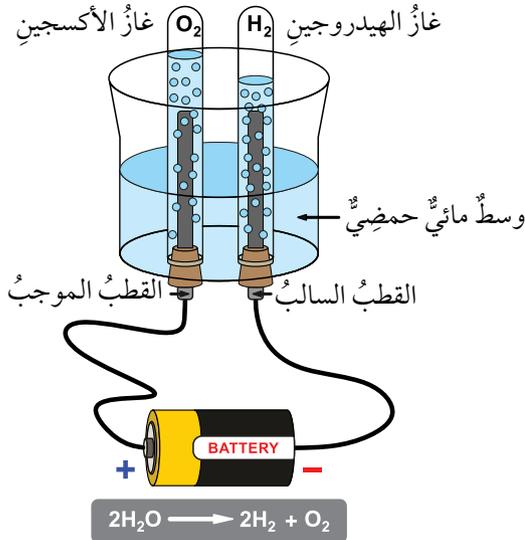
ينتج عنصرا الهيدروجين والأكسجين بالتحليل الكهربائي للماء. أنظر إلى الشكل (4)، ويُعبّر عن التفاعل بالمعادلة الآتية:



ويتحلل بروميد الفضة (المستخدم في طلاء الأفلام الفوتوغرافية) بوجود الضوء، وينتج عنصري الفضة والبروم وفقاً للمعادلة الآتية:



الربط بالحياة
التخمير يعدّ التخمر من أقدم التفاعلات الكيميائية التي استخدمها الإنسان، حيث تتحلل فيه جزيئات الكربوهيدرات دون استخدام الأكسجين، ويسمى التخمر اللاهوائي، ولا يتطلب هذا التفاعل حرارة، وبدلاً من ذلك، فإن كائنات حية دقيقة هي المسؤولة عن إتمامه، وقد استخدمت هذه الطريقة في تحضير اللبن، والخبز، والخل.



الشكل (4): التحليل الكهربائي للماء.

ما النسبة بين غازي الهيدروجين والأكسجين المتكونين؟

ويتحلل أكسيد الزئبق بالحرارة، مُنتجًا عنصري الأكسجين والزنك،
ووفقًا للمعادلة الآتية:



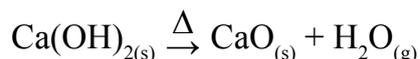
تحلل مُركَّب لإنتاج مُركَّبين (أو أكثر):

Decomposition of A compound to produce two Compounds or more

تتحلل كربونات الفلزّات الهيدروجينية مُنتجةً كربونات الفلزّ، وبخار الماء، وغاز ثاني أكسيد الكربون، فمثلاً، تتحلل كربونات الصوديوم الهيدروجينية ويؤدي ذلك إلى إنتاج كربونات الصوديوم، وبخار الماء، وغاز ثاني أكسيد الكربون كما يأتي:



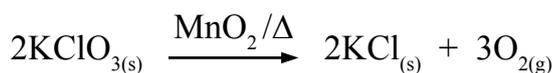
أمّا هيدروكسيدات الفلزّات، فتتحلل بالحرارة مُنتجةً أكسيد الفلزّ وبخار الماء، فمثلاً، يتحلل هيدروكسيد الكالسيوم مُنتجًا أكسيد الكالسيوم وبخار الماء كما في المعادلة الآتية:



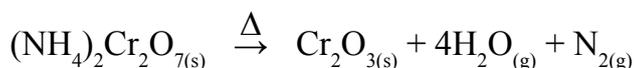
تحلل مُركَّب لإنتاج عناصر ومُركَّبات

Decomposition of A compound to produce Elements and Compounds

تتحلل كلورات الفلزّات بالحرارة، مُنتجةً كلوريد الفلزّ وغاز الأكسجين، فمثلاً، تتحلل كلورات البوتاسيوم بوجود العامل المساعد ثاني أكسيد المنغنيز، وينتج كلوريد البوتاسيوم وغاز الأكسجين، ويُستخدم هذا التفاعل في إنتاج غاز الأكسجين في المختبر، ويُمكن التعبير عن التفاعل ووفقًا للمعادلة الآتية:



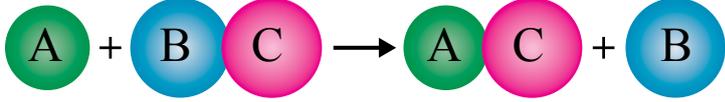
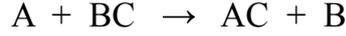
ومن الأمثلة أيضًا على هذا النوع من التفاعلات، تحلل دايكرومات الأمونيوم بالحرارة كما في الشكل (5) فينتج أكسيد الكروم وبخار الماء وغاز النيتروجين كما هو موضح في المعادلة الآتية:



الشكل (5): تحلل دايكرومات الأمونيوم بالحرارة.

تفاعلات الإحلال الأحادي Single Displacement

تفاعل يحل فيه عنصر محل عنصر آخر في أحد مركباته أو محلول أحد أملاحه، ويسمى هذا التفاعل أيضًا الاستبدال Replacement أو الإحلال البسيط، ويمكن التعبير عن تفاعلات الإحلال الأحادي بالمعادلة العامة الآتية:

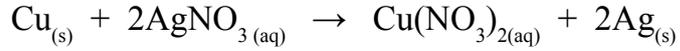


حيث يشير الرمزان (A, B) إلى فلزيين أو لافلزيين، وتُصنّف تفاعلات الإحلال الأحادي إلى ثلاثة أنواع كما يأتي:

إحلال فلز محل فلز آخر

Displacement of a Metal in a Compound by another Metal

يحلّ النحاس محلّ الفضة في محلول نترات الفضة، أنظر إلى الشكل (6)؛ فينتج محلول نترات النحاس وترسب ذرات الفضة وفقًا للمعادلة الآتية:

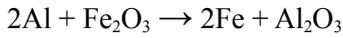


وكذلك يحلّ الألمنيوم محلّ الرصاص في محلول نترات الرصاص، فينتج محلول نترات الألمنيوم وترسب ذرات الرصاص وفقًا للمعادلة الآتية:



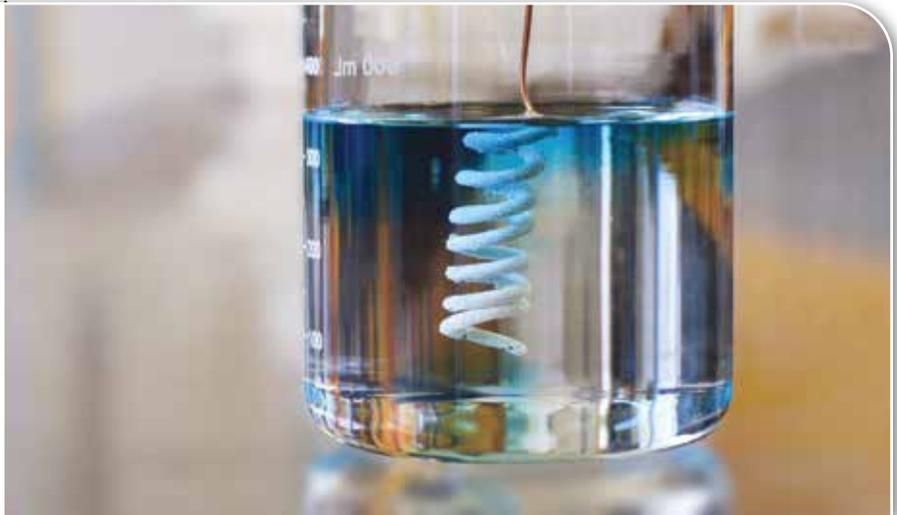
الربط بالحياة

من التطبيقات على تفاعل الإحلال الأحادي تفاعل الثيرمايت الذي ينتج كمية كبيرة من الحرارة عند تفاعل فلزّ الألمنيوم مع أكسيد الحديد وفقًا للمعادلة الآتية:



وبسبب حرارة عالية تنتج من التفاعل؛ فيستخدم في لحام قضبان السكك الحديدية.

الشكل (6): إحلال النحاس محلّ الفضة.



صوديوم Na، مغنيسيوم Mg، ألومنيوم Al، خارصين Zn، حديد Fe، نيكل Ni، رصاص Pb، نحاس Cu، فضة Ag.

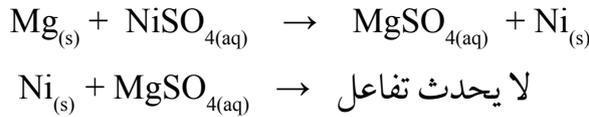
الأقل
نشاطاً

الأكثر
نشاطاً

الشكل (7): سلسلة النشاط الكيميائي لبعض العناصر.

وبناءً على سلسلة النشاط الكيميائي لبعض العناصر كما في الشكل (7)؛ فإنَّ العنصر الأكثر نشاطاً يحلُّ محلَّ العنصر الأقلَّ نشاطاً منه، ولكنَّهُ لا يحلُّ محلَّ العنصر الأكثر نشاطاً منه.

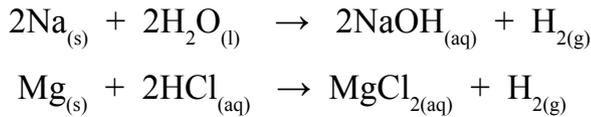
فمثلاً، يحلُّ المغنيسيوم محلَّ النيكل في محلول كبريتات النيكل، في حين لا يحلُّ النيكل محلَّ المغنيسيوم كما هو موضح في المعادلة الآتية:



إحلال فلزٍّ محلَّ الهيدروجين في الماء أو محلول الحمض

Displacement of Hydrogen in Water or Acid by a Metal

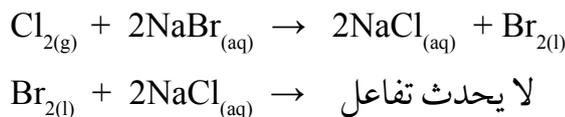
تحلُّ معظم الفلزَّات محلَّ الهيدروجين عند تفاعلها مع الماء أو محلول الحمض، ويتصاعدُ غازُ الهيدروجين كما في المعادلتين الآتيتين:



إحلال لافلزٍّ محلَّ لافلزٍّ

Displacement of a Non-Metal in a Compound by another Non-Metal

تُعدُّ تفاعلاتُ الهالوجينات من أبرز الأمثلة على هذا النوع من التفاعلات؛ إذ يحلُّ الهالوجين الأكثر نشاطاً محلَّ الهالوجين الأقلَّ نشاطاً، أنظر إلى الشكل (8)، فعنصرُ الفلور هو الأكثر نشاطاً في مجموعته وأقلها اليود، فمثلاً، يحلُّ الكلور محلَّ البروم في محلول بروميد الصوديوم، ولكن لا يحدث العكس كما هو موضح في المعادلة الآتية:



أفكر: هل يُمكن استخلاصُ عنصر الخارصين من محلول أملاحه باستخدام الفضة؟

الأكثر نشاطاً

F₂ الفلور

Cl₂ الكلور

Br₂ البروم

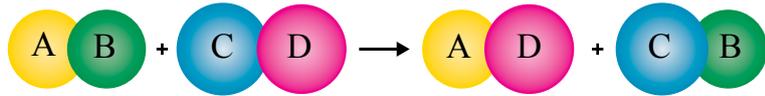
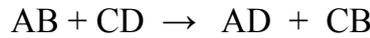
I₂ اليود

الأقل نشاطاً

الشكل (8): سلسلة النشاط الكيميائي للهالوجينات.

تفاعلات الإحلال المزدوج Double Displacement Reactions

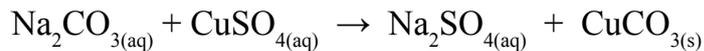
الإحلال المزدوج Double Displacement: تفاعل كيميائي فيه عنصران يحل كل منهما محل الآخر في مركباتهما أو المحلول المائي لأملاجهما. ويمكن النظر إلى هذا التفاعل بحدوث تبادل فيه بين موقعي الأيونين الموجبين (أو السالين) في مركباتهما أو محاليل أملاجهما، وعادةً يمكن تمثيل تفاعلات الإحلال المزدوج بالصورة العامة المبسطة الآتية:



تُصنّف تفاعلات الإحلال المزدوج إلى ثلاثة أنواع كما يأتي:

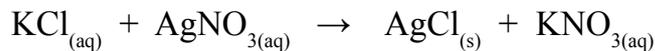
تفاعل الترسيب Precipitation Reaction

تفاعل الترسيب Precipitation Reaction: تفاعل تظهر فيه مادة راسبة نتيجة خلط محلولين لمليحين ذائبين، مثلاً، ترسب كربونات النحاس عند خلط محلول من كربونات الصوديوم مع محلول من كبريتات النحاس وفقاً للمعادلة الآتية:



ويلاحظ من معادلة التفاعل استبدال موقعي Na و Cu حيث يحل كل منهما محل الآخر، فينتج محلول كبريتات الصوديوم و يترسب مركب كربونات النحاس. أنظر إلى الشكل (9).

ومن أمثلة هذا التفاعل أيضاً تفاعل محلول نترات الفضة مع محلول كلوريد البوتاسيوم؛ فينتج محلول نترات البوتاسيوم و يترسب مركب كلوريد الفضة وفقاً للمعادلة الآتية:



أصمّم باستخدام

برنامج السكراتش (Scratch) عرضاً يوضّح أنواع التفاعلات الكيميائية بأنواعها المختلفة: الاتحاد، التحلل، الإحلال الأحادي، الإحلال المزدوج، ثمّ أشاركه زملائي/ زميلاتي في الصفّ.



الشكل (9): راسب كربونات النحاس.

التجربة 1

تفاعل الترسيب

المواد والأدوات:

ثلاث كؤوس زجاجية سعة كل كأس 200 mL محلول كبريتات النحاس (II) CuSO_4 تركيزه 1 M، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 1 M، مخبران مدرجان سعة كل مخبر 100 mL.

إرشادات السلامة:

- اتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- أتوخى الحذر عند التعامل مع المواد الكيميائية.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

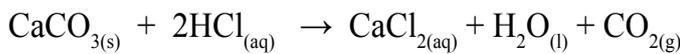
خطوات العمل:

التحليل والاستنتاج:

- 1- أقيس 10 mL من محلول كبريتات النحاس CuSO_4 (II) باستخدام المخبر المدرج، وأضعها في كأس زجاجية.
 - 2- أنظف المخبر بالماء المقطر، ثم أكرر الخطوة (1) باستخدام محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH وأضعها في كأس زجاجية أخرى.
 - 3- **الاحظ:** أسكب محتويات الكأسين في الكأس الثالثة، وأحرّكها بلطف تحريكاً دائرياً، ثم أسجل ملاحظاتي.
- 1- أفسر التغيير الذي يطرأ على الخليط في الكأس الزجاجية.
 - 2- أكتب معادلة كيميائية موزونة للتفاعل الحاصل متضمنة الحالة الفيزيائية لكل مادة.

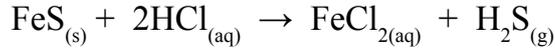
تفاعلات يصاحبها انطلاق غاز Reactions Release a Gas

ينتج من بعض تفاعلات الإحلال المزدوج انطلاق غاز، فمثلاً، تتفاعل كربونات الكالسيوم CaCO_3 مع محلول حمض الهيدروكلوريك كما يظهر في المعادلة الآتية:



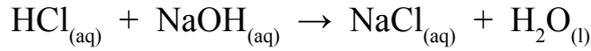
يتضح من المعادلة أن الكالسيوم والهيدروجين يحل كل منهما محل الآخر، ويتكون ملح كلوريد الكالسيوم CaCl_2 وحمض الكربونيك H_2CO_3 حيث يتفكك منتجاً الماء، وينطلق غاز ثاني أكسيد الكربون.

كذلك يتفاعل كبريتيد الحديد (II) FeS مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl فينتج محلول كلوريد الحديد (II) FeCl₂ وينطلق غاز كبريتيد الهيدروجين H₂S وفقاً للمعادلة الآتية:

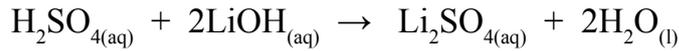


تفاعل التعادل Neutrallization Reaction

تفاعل التعادل Neutrallization Reaction تفاعل يحدث بين محاليل الحموض والقواعد وينتج منه الملح والماء. وفي هذا التفاعل تتعادل أيونات الهيدروجين H⁺ الناتجة من تأين الحمض مع أيونات الهيدروكسيد OH⁻ الناتجة من تأين القاعدة لإنتاج الماء، فمثلاً، يتفاعل محلول من حمض الهيدروكلوريك HCl مع محلول من هيدروكسيد الصوديوم NaOH فينتج ملح كلوريد الصوديوم NaCl والماء وفقاً للمعادلة الآتية:



ومن الأمثلة أيضاً، تفاعل حمض الكبريتيك H₂SO₄ مع هيدروكسيد الليثيوم LiOH لإنتاج ملح كبريتات الليثيوم Li₂SO₄ والماء كما في المعادلة الآتية:



✓ **أتحقق:** ما الفرق بين تفاعلي التعادل والترسيب؟

الربط بالطب



تنتج المعدة حمض الهيدروكلوريك الذي يساعد على هضم الطعام، ولكن زيادته في المعدة تؤدي إلى شعور الفرد بالحرقة (حموضة المعدة)، لذلك ينصح الطبيب بتناول الأقراص المضادة للحموضة التي تحتوي مركباً قاعدياً مثل هيدروكسيد المغنيسيوم؛ إذ يتفاعل مع حمض الهيدروكلوريك في المعدة ويؤدي إلى التعادل، وتختفي حرقة المعدة ويشعر الفرد بالارتياح.

الدَّجْرِيَّةُ 2

تفاعل التعادل

الموادّ والأدوات:

محلول حمض النيتريك HNO_3 ؛ تركيزه 0.01 M، محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH؛ تركيزه 0.01 M، ماء مُقَطَّر، ثلاث كؤوس زجاجية، ساقّ زجاجيّة، مخبّارٌ مدرّج، مقياسُ الرقم الهيدروجيني pH. (أو أوراق الكاشف العام).

إرشادات السلامة:

- اتَّبِعْ إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- أتوخَّ الحذر عند التعامل مع الموادّ الكيميائية.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

خطوات العمل:

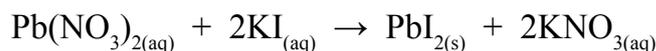
- 1- **أقيس** 10 mL من محلول حمض النيتريك HNO_3 باستخدام المِخْبَارِ المُدْرَجِ، وأضعها في كأسٍ زجاجيّة.
- 2- **أقيس**: أستخدم مقياس الرقم الهيدروجيني أو أوراق الكاشف العام في قياس قيمة pH للمحلول، وأسجّلها.
- 3- أنفذ الخطوتين (1) و (2) لمحلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH.
- 4- أخلط المحلولين في كأس زجاجيّة ثالثة، ثم أحرّك بساقٍ زجاجيّة مُدَّة 2 min.
- 5- **أقيس**: أستخدم مقياس الرقم الهيدروجيني أو أوراق الكاشف العام في قياس قيمة pH للخليط، ثم أسجّل ملاحظاتي.

التحليل والاستنتاج:

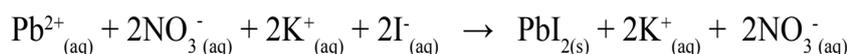
- 1- **أقارن** بين قيم pH قبل خلط المحلولين وبعده.
- 2- أكتب معادلةً كيميائيّةً موزونةً للتفاعل.
- 3- **أفسر** التغير في قيم pH.
- 4- **أتوقع**: خلال تنفيذ التجربة، لم تتوافق قراءة مقياس الرقم الهيدروجيني لإحدى المجموعات مع نتائجي. أستنتج بعض مصادر الخطأ التي أدت إلى ذلك.

المعادلة الأيونية Ionic Equation

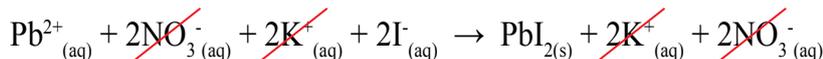
درست سابقاً التعبير عن التفاعل الكيميائي بمعادلة كيميائية موزونة تُبين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، وكمياتها، وحالتها الفيزيائية، وظروف التفاعل، فمثلاً، يتفاعل محلول نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$ (II) مع محلول يوديد البوتاسيوم KI وينتج من تفاعلها محلول نترات البوتاسيوم KNO_3 و يترسب يوديد الرصاص PbI_2 (II) وفقاً للمعادلة الآتية:



تُبين المعادلة الصيغ الكيميائية للمواد المتفاعلة والناتجة، ولكنها لا تُوضح الأيونات الموجبة والسالبة في محاليل المركبات الأيونية، حيثُ تتفاعل هذه الأيونات في ما بينها لتكوين النواتج، وهذا لا يظهر في المعادلة الكيميائية العامة. ولتوضيح التفاعلات التي تحدث في المحاليل المائية؛ استخدم الكيميائيون **المعادلة الأيونية Ionic Equation** حيثُ تظهرُ فيها الجسيمات المتفاعلة والناتجة جميعها في المحلول، وبهذا يمكن إعادة كتابة المعادلة السابقة كما يأتي:



يتضح من المعادلة أن أيونات البوتاسيوم K^+ وأيونات النترات NO_3^- ، لم تتغير في طرفي المعادلة؛ أي أنها لم تشارك في التفاعل ولم يطرأ عليها أي تغيير كيميائي، ويُطلقُ عليها **الأيونات المتفرجة Spectator Ions** وتُحذف من طرفي المعادلة كما يأتي:

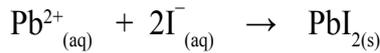


يتضح أنه بحذف الأيونات المتفرجة من المعادلة يتبقى أيونات الرصاص Pb^{2+} التي تتفاعل مع أيونات اليوديد I^- وينتج من تفاعلها يوديد الرصاص PbI_2 (II) على شكل راسب أصفر اللون.



الشكل (10): راسب أصفر اللون
يوديد الرصاص (II) PbI_2 .

أنظر إلى الشكل (10)، وبهذا تكون المعادلة الأيونية لهذا التفاعل على النحو الآتي:



يُطلق على المعادلة التي تظهر فيها الأيونات المتفاعلة فقط **المعادلة الأيونية النهائية (الصافية) Net Ionic Equation** وقد تنتج من هذه الأيونات مادة صلبة أو سائلة أو غازية. تُحقق المعادلة الأيونية النهائية الموزونة قانون حفظ الكتلة، حيث أنواع الذرات المتفاعلة والنتيجة وعددها قبل التفاعل، وبعده تبقى ثابتة. فضلاً عن أنها تُحقق قانون حفظ الشحنة أيضاً؛ فالمجموع الكلي للشحنات الموجبة والسالبة على المواد المتفاعلة يساوي مجموعهما على المواد الناتجة، أنظر إلى الجدول (1).

الجدول (1): تحقيق قانوني حفظ الكتلة وحفظ الشحنة في المعادلة الأيونية.

المواد المتفاعلة	المواد الناتجة
$Pb^{2+}_{(aq)} + 2I^{-}_{(aq)}$	$PbI_{2(s)}$
موازنة الصيغ الكيميائية $1Pb, 2I$	$1Pb, 2I$
موازنة الشحنات $(1 \times +2) + (2 \times -1) = 0$	0

يتضح مما سبق أنه يمكن التعبير عن تفاعلات المحاليل المائية بمعادلة أيونية نهائية، والأمثلة الآتية توضح ذلك:

الربط بالحياة

يستخدم يوديد الرصاص PbI_2 بصفته مادة ملونة في صناعة الدهانات؛ حيث يكسبها اللون الأصفر، ومن أبرز طرائق تحضيره: تفاعل محلول يوديد البوتاسيوم KI مع محلول نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$ فيترسب يوديد الرصاص PbI_2 .

يتفاعل محلول كلوريد النحاس (II) CuCl_2 مع محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH ليتكوّن محلول كلوريد الصوديوم NaCl ويترسّب هيدروكسيد النحاس (II) Cu(OH)_2 كما في الشكل، بناءً على ذلك، أكتب المعادلة الأيونية النهائية.



تحليل السؤال (المعطيات):

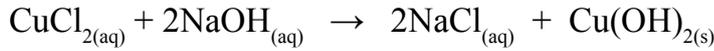
المواد المتفاعلة: محلول CuCl_2 ، مع محلول NaOH .

المواد الناتجة: محلول NaCl وراسب Cu(OH)_2 .

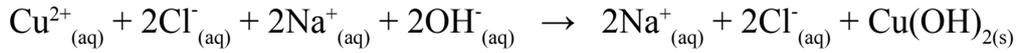
المطلوب: كتابة المعادلة الأيونية النهائية.

الحل:

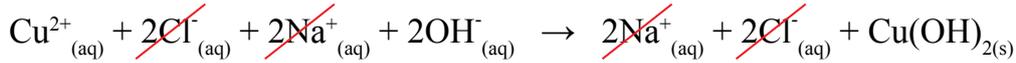
أكتب معادلة التفاعل الموزونة:



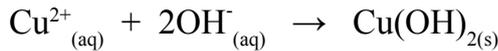
أكتب المعادلة الأيونية:



أحذف الأيونات المتفرّجة من طرفي المعادلة، وهي $(2\text{Na}^{+} + 2\text{Cl}^{-})$ في هذا المثال:



أكتب المعادلة الأيونية النهائية:



المثال 2

يتفاعل محلول نترات الفضة $AgNO_3$ مع محلول بروميد الصوديوم $NaBr$ ويتكوّن محلول نترات الصوديوم $NaNO_3$ ويطرسب مُركّب بروميد الفضة $AgBr$. بناءً على ذلك، أكتب:

1 - معادلة التفاعل الموزونة.

2 - المعادلة الأيونية.

3 - المعادلة الأيونية النهائية.

تحليلُ السؤال (المعطيات):

الموادُّ المُتفاعلة: محلول $AgNO_3$ مع محلول $NaBr$

الموادُّ الناتجة: محلول $NaNO_3$ وراسب $AgBr$

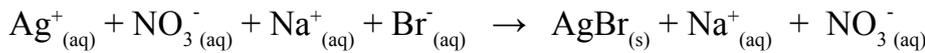
المطلوب: كتابة المعادلات: الموزونة، والأيونية، والنهائية.

الحلُّ:

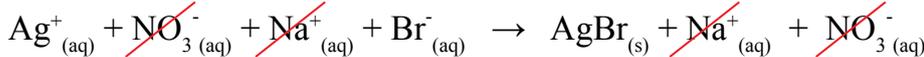
1 - معادلة التفاعل الموزونة:



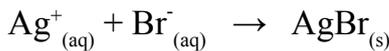
2 - المعادلة الأيونية:



أحذف الأيونات المُتفرّجة من طرفي المعادلة:

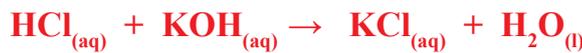


3 - المعادلة الأيونية النهائية:



المثال 3

يتعادل محلولاً حمض الهيدروكلوريك HCl وهيدروكسيد البوتاسيوم KOH وفقاً للمعادلة الموزونة الآتية:

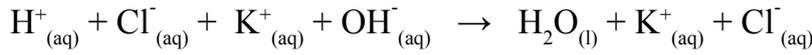


أكتبُ المعادلة الأيونية النهائية.

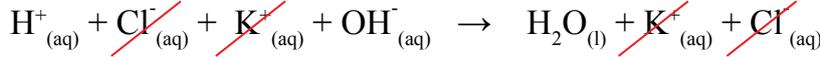
المطلوب: كتابة المعادلة الأيونية النهائية.

الحل:

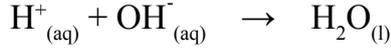
أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ:



أحذفُ الأيوناتِ المُتفرّجةَ:



أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ النهائيةَ:



المثال 4

اعتمادًا على المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:

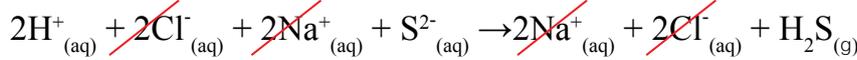


1 - أكتب المعادلة الأيونية.

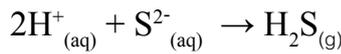
2 - أكتب المعادلة الأيونية النهائية.

الحل:

أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ وأحذفُ الأيوناتِ المُتفرّجةَ:



أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ النهائيةَ:



أعدُّ فيلمًا قصيرًا

باستخدام صانع الأفلام Movie Maker؛ موضحًا معادلةَ أيونيةَ لتفاعل ما، والأيوناتِ المُتفرّجةَ والمعادلةَ الأيونيةَ النهائيةَ، بحيث يحتوي الفيلم مفهوم كلٍّ منها، وأنموذجًا تمثيليًا للتفاعل، ثم أشاركهُ زملائي/ زميلاتي في الصفِّ.

✓ **أتحقَّق:** يتفاعلُ محلولُ كلوريد الألومنيوم AlCl_3 مع محلول

هيدروكسيد الصوديوم NaOH فينتجُ محلول كلوريد الصوديوم

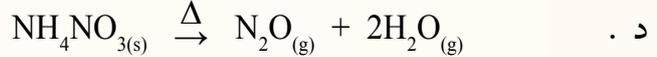
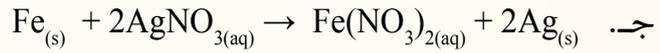
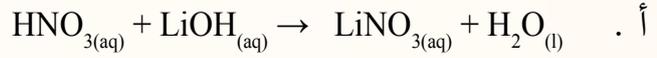
NaCl ويطرسُّ هيدروكسيد الألمنيوم $\text{Al}(\text{OH})_3$.

1- أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ.

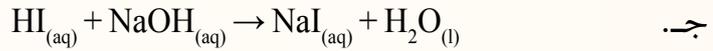
2- أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ النهائيةَ.

مراجعةُ الدرس

- 1 - الفكرةُ الرئيسة: أقرنُ بين أنواع التفاعلات الكيميائية من حيث المواد المتفاعلة والنتيجة.
- 2 - أوضِّح المقصود بكلٍّ من: تفاعل الترسيب، المعادلة الأيونية النهائية، الأيونات المتفرجة.
- 3 - يتفاعل محلول من فوسفات الصوديوم Na_3PO_4 مع محلول من كلوريد الحديد (III) FeCl_3 فينتج محلولاً من كلوريد الصوديوم NaCl ويطرسب فوسفات الحديد (III) FePO_4 .
 أ . أكتبُ المعادلة الكيميائية الموزونة .
 ب . أكتبُ المعادلة الأيونية .
 جـ . أحددُ الأيونات المتفرجة في المعادلة .
 د . أكتبُ المعادلة الأيونية النهائية .
- 4 - أصنّفُ المعادلات الكيميائية الآتية إلى أنواعها الرئيسة: الاتحاد، التحلل، الإحلال الأحادي، الإحلال المزدوج:

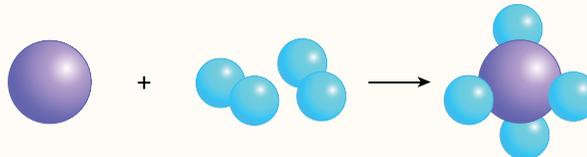
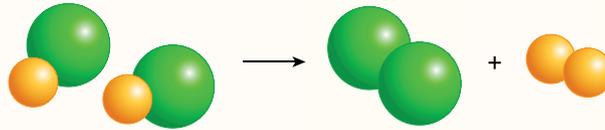


- 5 - أستنتجُ نوعَ تفاعلات الإحلال المزدوج (ترسيب، تعادل، إطلاق غاز) في المعادلات الآتية:



- 6 - أفسّر: يحلُّ عنصر الفلور F_2 محلَّ عنصر اليود I_2 في محلولٍ مائيٍّ ليوريد البوتاسيوم KI .

- 7 - أستنتجُ معادلةً كيميائيةً عامةً تُمثلُ كلاً من التفاعلين الآتين:



التعبير عن التركيز Expression of Concentration

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

يُعدُّ تركيز المحلول مقياساً للتعبير عن كمية المادة المُذابة في كمية محددة من المُذيب أو المحلول. ويمكن التعبير عن التركيز وصفيًا بكلمة مُخَفَّفٍ أو مُرَكَّزٍ، فال**محلول المركز** Concentrated Solution يحتوي

كمية كبيرة من المادة المُذابة، في حين يحتوي **المحلول المخفف** Diluted Solution كمية قليلة من المُذاب في الحجم نفسه من المُذيب، فمثلاً، محلولٌ يحتوي 200 g من السُّكَّر في حجم 1L من الماء، وآخر

يحتوي 20 g من السُّكَّر في الحجم نفسه، فإنَّ طعم المحلول الأول أكثر حلاوةً من طعم المحلول الثاني، ويوصفُ المحلول بأنه مُرَكَّز Concentrated في حين يُوصفُ المحلول الثاني بأنه مُخَفَّف Diluted.

وكذلك يمكن ملاحظة اختلاف شدة اللون الأرزق لمحلول كبريتات النحاس المُخَفَّف والمحلول المُرَكَّز. ويوضِّح الشكل (II) محلولاً مُرَكَّزاً وآخر مُخَفَّفاً من كبريتات النحاس (II).

يمكن أيضاً التعبير عن التركيز كميًا بوصفه نسبةً بين كمية المُذاب إلى كمية المُذيب أو المحلول، وذلك باستخدام الطرائق الكميّة: الكسر المولي، أو النسبة المئوية الكتليّة، أو الحجميّة، أو المولارية، أو المولاليّة.

يمكن التعبير عن تركيز المحلول بالكسر المولي، والنسبة المئوية والمولارية والمولاليّة.

نتائج التعلّم:

- أحسب تركيز المحلول بوحدات الكسر المولي، والمولارية، والمولاليّة، والنسبة المئوية.
- أحضّر مخبرياً محاليل قياسية مختلفة بتراكيز مختلفة.

المفاهيم والمصطلحات:

المحلول المُرَكَّز

Concentrated Solution

المحلول المُخَفَّف Diluted Solution

الكسر المولي Mole Fraction

النسبة المئوية بالكتلة

Mass Percent

النسبة المئوية بالحجم

Volume Percent

المولارية Molarity

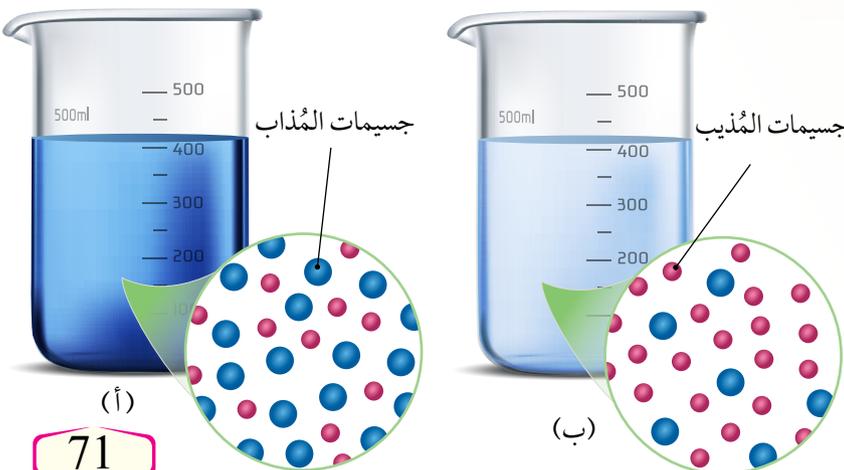
المولاليّة Molality

المحاليل القياسية

Standard Solutions

الشكل (II):

- ◀ (أ) محلول مُرَكَّز من كبريتات النحاس (II).
- (ب) محلول مُخَفَّف من كبريتات النحاس (II).



الكسر الموليّ Mole Fraction

الكسر الموليّ (X) Mole Fraction هو النسبة بين عدد مولات المادة المذابة أو المذيب في المحلول إلى عدد المولات الكلية للمذاب والمذيب. وَيَعْبَرُ عَنْهُ رِياضِيًّا كما يأتي:

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

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

X_a الكسر الموليّ للمذيب.

n_a عدد مولات المذيب.

X_b الكسر الموليّ للمذاب.

n_b عدد مولات المذاب.

المثال 5

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

تحليل السؤال (المعطيات)

عدد مولات الماء = 4 mol

عدد مولات EG = 1.25 mol

المطلوب: حساب الكسر الموليّ لكلّ من H_2O و EG.

الحل:

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

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

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

المثال 6

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

تحليل السؤال (المعطيات):

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

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

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

المطلوب: حساب الكسر المولي للإيثانول.

الحل:

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

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

أعوّض:

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

وعليه، فإنّ الكسر المولي للإيثانول:

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

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

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

الشكل (12): النسب
المئوية لمكونات أحد
العصائر.



النسبة المئوية بالكتلة Mass Percent

تعرف النسبة المئوية بالكتلة **Mass Percent (m %)** بأنها النسبة المئوية بين كتلة المذاب إلى كتلة المحلول؛ حيث تساوي كتلة المحلول مجموع كتلتي المذاب والمذيب؛ لذا تُستخدم النسبة المئوية بالكتلة في التعبير عن تراكيز المحاليل التي يكون فيها المذاب صلبًا والمذيب سائلًا. وغالبًا يُنظر إلى النسبة المئوية بالكتلة بوصفها عدد غرامات المذاب في 100 g من المحلول، فمثلًا، لتحضير محلول من ملح الطعام تركيزه 8% بالكتلة يلزم إذابة 8 g من ملح الطعام في كمية قليلة من الماء المُقَطَّر، ثم إضافة الماء إلى المحلول حتى تصبح كتلته 100 g وبذلك تكون كتلة المذيب الفعلية 92 g من الماء. ويوضح الشكل (12) النسب المئوية بالكتلة المكتوبة على علب زجاجية لمكونات محلول أحد العصائر.

ويمكن التعبير عن النسبة المئوية بالكتلة بصيغة رياضية كما يأتي:

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

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

الرابط بالصحة

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

المثال 7

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

تحليلُ السؤال (المعطيات):

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

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

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

الحلّ:

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

أحسبُ كتلةَ المحلول:

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

أحسبُ النسبة المئوية بالكتلة:

المثال 8

أحسبُ كتلةَ هيدروكسيد الصوديوم NaOH اللازمة لتحضير محلول كتلته 60 g بتركيز 3 % بالكتلة.

تحليلُ السؤال (المعطيات)

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

$$3\% = \text{النسبةُ المئويةُ بالكتلة}$$

المطلوب: حسابُ كتلةِ المُذاب NaOH

الحلّ:

أعوّضُ في القانون:

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

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

✓ **أتحقّق:** أحسبُ النسبة المئوية بالكتلة للمحلول الناتج من إذابة 70 g من نترات البوتاسيوم KNO_3 في 230 g من الماء المُقَطَّر.

النسبة المئوية بالحجم Volume Percent

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

تُستخدم النسبة المئوية بالحجم في التعبير عن تراكيز المحاليل التي يكون فيها المُذاب والمُذيب في الحالة السائلة، ويمكن النظر إلى النسبة المئوية بالحجم بوصفها حجم المُذاب (mL) في 100 mL من المحلول، ويوضح الشكل (13) النسبة المئوية بالحجم المكتوبة على علبة زجاجية لمحلول حمض الكبريتيك؛ حيث تشير النسبة % 98 إلى تركيز محلول الحمض؛ أي أن كل 100 mL من المحلول يحتوي 98 mL من الحمض و 2 mL من الماء. ويمكن التعبير عن النسبة المئوية بالحجم بصيغة رياضية على النحو الآتي:

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

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



الشكل (13): النسبة المئوية بالحجم لمحلول حمض الكبريتيك.

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

الربط بالصناعة

الديزل الحيوي

ينتج الديزل الحيوي من موارد متجددة، مثل الزيوت النباتية والدهون الحيوانية، ويستخدم في محركات الديزل مع القليل من التحسينات، وهو قابل للتحلل الحيوي، وغير سام، ولا يحتوي الكبريت أو المركبات الأروماتية (العطرية)، ولا يحتوي النفط كذلك، ولكنه يمكن مزجه بديزل «النفط» لتكوين الديزل الحيوي الممزوج، الذي يتكون من 20% بالحجم ديزل حيوي و 80% بالحجم ديزل من النفط.

المثال 9

أحسب النسبة المئوية بالحجم (V %) لمحلول من الإيثانول C_2H_5OH حُضِرَ بإذابة 65 mL منه في كمية من الماء المُقَطَّرِ حتى أصبح حجمه 300 mL

تحليل السؤال (المعطيات)

حجم الإيثانول المُذاب = 65 mL

حجم المحلول = 300 mL

المطلوب: حساب النسبة المئوية بالحجم لمحلول الإيثانول.

$$V \% = \frac{65}{300} \times 100 \% = 21.7 \%$$

الحل:

✓ **أتحقق:** أحسب النسبة المئوية بالحجم لمحلول من الأسيتون CH_3COCH_3 حُضِرَ بإذابة 28 mL منه في كمية من الماء المُقَطَّرِ حتى أصبح حجم المحلول 150 mL

المولارية Molarity



الشكل (14): التركيز المولاري
لمحلول H_2SO_4 .

تُعَدُّ المولارية من أكثر الوحدات شيوعاً في قياس التركيز، وتسمّى أيضاً التركيز المولاري أو المولارية **Molarity (M)** وهي عددٌ مولات المادة المُذابة في لتر واحد من المحلول، فمثلاً، محلولٌ حجمه 1L يحتوي 1 mol من المُذاب يكون تركيزه 1 mol/L أو يُكتَبُ على النحو (1 M). أنظر إلى الشكل (14) الذي يبيّن التركيز المولاري لمحلول حمض الكبريتيك H_2SO_4 . ويمكن التعبير عن المولارية بصيغة رياضية على النحو الآتي:

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

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

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

المثال 10

أحسب مولارية محلول من نترات الصوديوم $NaNO_3$ حجمه 0.5 L يحتوي 0.1 mol من المُذاب.

تحليل السؤال (المعطيات)

حجم المحلول = 0.5 L

عدد مولات المُذاب = 0.1 mol

المطلوب: حساب مولارية المحلول (التركيز المولاري).

الحل:

أعوّض في القانون:

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

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

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

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

تحليل السؤال (المعطيات)

حجم المحلول = 0.2 L

كتلة المذاب $m = 5.6 \text{ g}$

الكتلة المولية (Mr) = 56 g/mol

المطلوب: حساب مولارية المحلول.

الحل:

أحسب عدد مولات (n) هيدروكسيد البوتاسيوم

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

أحسب مولارية المحلول

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

✓ أتحقّق:

1- أحسب كتلة السّكر $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ اللازمة لعمل محلول حجمه

2 L وتركيزه المولاري 0.04 M. علمًا أنّ الكتلة المولية

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

2- أحسب حجم محلول من كلوريد الكالسيوم CaCl_2 مولاريته

1.11 M علمًا أنّ كتلة المذاب CaCl_2 1.11g والكتلة المولية

$$111 \text{ g/mol} = \text{له}$$

الربط بالمهنة



فنيو الصيدلة

يستعين بعض الصيادلة بفنّي الصيدلة على تحضير الأدوية المناسبة للوصفات الطبية؛ إذ يقرأ هؤلاء الفنيون تحاليل المريض وتقاريره والوصفات الطبية؛ من أجل تحضير الجرعة المناسبة بالتركيز المناسب من الأدوية التي ستعطى للمريض.

المولالية Molality

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

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

المثال 2

سكر الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ هو المصدر الرئيس للطاقة في الجسم، وينتقل مع الدم إلى جميع خلايا الجسم، أحسب مولالية محلول يحتوي 6 mol من السكر مذاب في 8 kg من الماء المقطر..

تحليل السؤال (المعطيات)

$$6 \text{ mol} = \text{عدد مولات المذاب}$$

$$8 \text{ kg} = \text{كتلة المذيب}$$

المطلوب: حساب مولالية المحلول.

الحل:

أعوّض في القانون:

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

أحسب المولالية لمحلول يحتوي 25 g من كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 مُذابة في 500 g من الماء.

علمًا أن الكتلة المولية (Na_2SO_4) $Mr = 142 \text{ g/mol}$

تحليل السؤال (المعطيات)

كتلة المُذاب = 25 g

الكتلة المولية للمُذاب = 142 g/mol

كتلة المُذيب = 500 g

المطلوب: حساب المولالية.

الحل:

أحوّل كتلة المُذاب إلى مولات:

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

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

- أعوض في القانون:

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

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

✓ **أنحَقِّق:** أحسب مولالية المحلول الذي يحتوي 8.4 g فلوريد الصوديوم NaF مُذابة في 400 g من الماء المُقَطَّر. علمًا أن الكتلة المولية (NaF) $Mr = 42 \text{ g/mol}$

أفكر: كيف يمكن حساب الكسر المولي لمكونات محلول مائي بمعرفة مولاليته؟



الشكل (15): دوارق
حجمية مختلفة الحجم

المحاليل القياسية Standard Solutions

تُستخدم في مختبرات الكيمياء محاليل قياسية Standard Solutions، وهي محاليل معلومة التركيز بدقة.

يحتوي 1 L من المحلول القياسي 1 mol من المُذاب، ويمكن تحضيره بإذابة كتلة معينة من المادة في كمية محددة من المُذيب النقي، مثل الماء المُقطر، ويُستخدم لهذه العملية دوارق حجمية مناسبة. أنظر إلى الشكل (15)، الذي يوضح دوارق حجمية مختلفة الحجم.

يُجري الكيميائي أحياناً تجارب مخبرية باستخدام كمية صغيرة من المحلول بدلاً من استعمال كمية كبيرة؛ لذلك يمكن تحضير المحلول المطلوب عبر التحكم في حجمه وفي كتلة المُذاب، فمثلاً، يمكن تحضير محلول تركيزه 0.1 M من هيدروكسيد الصوديوم NaOH بطرائق عدة، منها: إذابة 4 g منه في حجم 1 L من المحلول، أو إذابة 0.4 g منه في حجم 100 mL أو إذابة 0.04 g في 10 mL وهكذا.



أعمل فيلماً قصيراً
باستخدام صانع

الأفلام movie maker، يوضح طرائق التعبير عن التركيز: (الكسر المولي، النسبة المئوية بالكتلة، النسبة المئوية بالحجم، المولارية، المولالية)، بحيث يشمل على مفهوم كل منها، وصيغها الرياضية، بإشراف معلّمي / معلّمتي ثم أشاركه مع زملائي / زميلات في الصف.



أبحث: مُستعيناً بمصادر المعرفة المناسبة، أبحث عمّا يُعبّر عن تركيز المحاليل باستخدام طريقة الجزء من المليون (PPM) وطريقة العيارية Normality (N) مُعرّفاً الطريقة، ومُبيّناً أهميتها استخدام كل منها، وموضحاً تطبيقاتها العملية، ثم أكتب تقريراً عن ذلك بإشراف معلّمي / معلّمتي ثم أشاركه مع زملائي / زميلات في الصف.

التجربة 3

المحلول القياسي

المواد والأدوات:

بيرمنغنات البوتاسيوم KMnO_4 ، ميزان كتلة حساس، دورق حجمي سعة 500 mL ماء مُقَطَّر، ملعقة تحريك زجاجية، كأس زجاجية سعة 100 mL، ملعقة، صحن زجاجي، قطارة.

إرشادات السلامة:

أتوخى الحذر عند استخدام المواد الكيميائية.
أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

خطوات العمل:

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

التحليل والاستنتاج:

- 1- **أستخدم الأرقام** أحسب عدد مولات بيرمنغنات البوتاسيوم ($M_r = 158 \text{ g/mol}$).
- 2- **أستخدم الأرقام** أحسب مولارية المحلول الناتج.
- 3- **أتوقع:** ماذا يحدث لتركيز المحلول عندما تُضاف إليه كمية أخرى من المُذيب؟ أبرر إجابتي.

تخفيف المحاليل Dilution of Solutions

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

$$M = \frac{n}{V} \quad \text{باستخدام الصيغة الرياضية لقانون المولارية:}$$

$$n = M \times V \quad \text{ومنها نجد أن:}$$

ولمَّا كان عدد مولات المُذاب يبقى ثابتًا ولا يتغيَّر بتخفيف المحلول، فإنَّ عددًا قبل التخفيف يساوي عددًا بعد التخفيف، وبذلك يمكن حساب عدد مولات المحلول، قبل التخفيف وبعده، باستخدام معادلة التخفيف كما يأتي:

عدد المولات بعد التخفيف = عدد المولات قبل التخفيف

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

المثال 14

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

تحليل السؤال (المعطيات)

$$0.2 \text{ M} = \text{مولارية المحلول قبل التخفيف}$$

$$20 \text{ mL} = \text{حجم المحلول قبل التخفيف}$$

$$380 \text{ mL} = \text{حجم الماء المُضاف للتخفيف}$$

المطلوب: حساب مولارية المحلول بعد التخفيف.

الحل:

عند إضافة الماء إلى المحلول يزداد حجمه؛ لذلك فإنَّ

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

وبالتعويض في العلاقة السابقة:

$$\text{عدد المولات بعد التخفيف} = \text{عدد المولات قبل التخفيف}$$

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

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

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

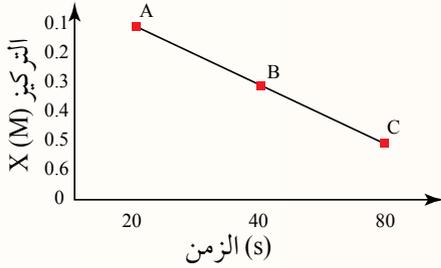
$$= 0.01 \text{ M}$$

✓ **أتحقق:** أحسب حجم الماء اللازم إضافته إلى 50 mL من محلول كلوريد البوتاسيوم KCl

الذي تركيزه 4 M ليصبح تركيزه 0.2 M

مراجعةُ الدرس

- 1 - الفكرةُ الرئيسة: أوضِّح الفرق بين طرائق حساب تركيز المحلول.
- 2 - **أستخدم الأرقام** أحسب الكسر الموليَّ لكلِّ من الماء ونواتر البوتاسيوم KNO_3 في محلول منهما، علماً أنَّ عدد مولات الماء 5 mol وعدد مولات نترات البوتاسيوم 3 mol .



- 3 - **أتوقع:** قاس مجموعة من الطلبة تغير تركيز محلول المادة \times مع الزمن عند درجة حرارة محددة، ثم سجّلوا نتائجهم بيانياً كما في الشكل:

أ. ما نوع العلاقة البيانية في الشكل؟

ب. **أضبط المتغيرات.** أحدد متغيراً ضبطه الطلبة في التجربة.

ج. **أتوقع** أقدر الوقت اللازم للمحلول حتى يصبح تركيزه 0.1 M (80 s)، أكبر من 80 s ، أقل من 80 s ، أبرر اجابتي.

د. **أستخدم الأرقام** أحسب عدد مولات المادة \times عند الزمن (40 s)، علماً أنَّ حجم المحلول 200 mL

4 - **أستخدم الأرقام** أحسب النسبة المئوية بالحجم لمحلول من HBr تكوّن بإذابة 40 mL منه في كمية من الماء المُقطَّر حتى أصبح حجم المحلول 300 mL .

5 - **أستخدم الأرقام** أحسب مولارية محلول يحتوي 5 g من كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 مُذابة في 100 mL من الماء، علماً أنَّ الكتلة المولية (K_2SO_4) $Mr = 174 \text{ g/mol}$.

6 - **أستخدم الأرقام** أحسب مولالية محلول يحتوي 30 g من بروميد الليثيوم LiBr مُذابة في 300 g من الماء. علماً أنَّ الكتلة المولية (LiBr) $Mr = 87 \text{ g/mol}$.

7 - **أستخدم الأرقام** الأنسولين هرمون ينظم السكر في الدم، أحسب عدد مولات الأنسولين اللازمة لتحضير 28 mL من محلول منه تركيزه 0.0048 M

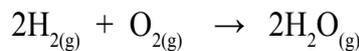
8 - **أستخدم الأرقام** أحسب حجم الماء اللازم إضافته إلى 5 mL من محلول NaOH ذي التركيز 0.1 M ليصبح تركيزه 0.001 M .

المادة المُحدّدة للتفاعل Limiting Reactant

تُجرى التفاعلات الكيميائية في المختبرات والمصانع بناءً على حساب كميات المواد وفقاً لنسبها المولية في المعادلة الموزونة، وقد درست سابقاً كيفية إجراء الحسابات الكيميائية بمعرفة كمية إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة وفقاً للنسبة المولية التي تُحددها المعادلة الموزونة.

ولكن، ماذا يحدث عند خلط كميات معلومة من المواد المتفاعلة بنسبة مولية تختلف عن النسبة التي تُحددها المعادلة الموزونة؟ ومتى يتوقف التفاعل؟ وما المادة التي تُحدّد نهايته؟ وكيف يمكن حساب كميات المواد الناتجة؟

عند خلط كميات معلومة من مواد متفاعلة بنسبة لا تتطابق مع نسبها المولية في المعادلة الموزونة، فمن النادر أن تُستهلك كميات المواد جميعها في أثناء التفاعل؛ إذ يتوقف التفاعل باستهلاك كمية إحدى المواد المتفاعلة كلياً، وتُسمى **المادة المُحدّدة Limiting Reactant** وهي المادة المتفاعلة التي تُستهلك كلياً في التفاعل وتحدّد كمية المادة الناتجة، في حين تبقى كمية زائدة من مادة متفاعلة أخرى أو أكثر لم تُستهلك كلياً في أثناء التفاعل تُسمى **المادة الفائضة Excess Reactant** فمثلاً، يتفاعل غازا الهيدروجين والأكسجين كما في المعادلة الآتية:



يتبيّن من المعادلة الموزونة أنه عندما يتفاعل 2 mol من الهيدروجين مع 1 mol من الأكسجين، فإنّهما يُستهلكان كلياً ويتوقف التفاعل. وبهذا تكون المادتان كِلتاهما محدّتين للتفاعل، ولكن، أيّ المادتين ستكون المادة المُحدّدة للتفاعل عند تفاعل 10 mol من الهيدروجين مع 7 mol من الأكسجين؟

الفكرة الرئيسة:

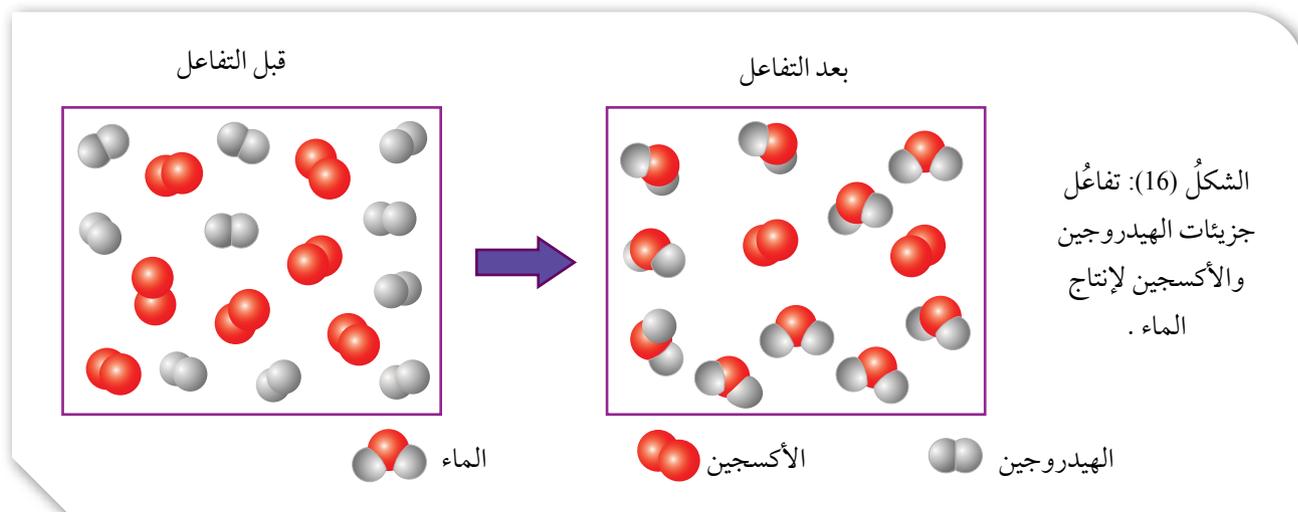
تستند الحسابات الكيميائية المبنية على المادة المُحدّدة للتفاعل إلى المقارنة بين عدد المولات اللازمة للتفاعل والمولات المتوفرة، وتحدّد كمية المادة الناتجة بناءً على المادة المُحدّدة للتفاعل.

نتائج التعلّم:

- أستنتج من التفاعل الكيميائي المادة المُحدّدة للتفاعل والفائضة عنه، ثم أحسب كتلة كل منهما.
- أحسب كتلة مادة ناتجة بمعرفة المادة المُحدّدة للتفاعل.

المفاهيم والمصطلحات:

المادة المُحدّدة Limiting Reactant
المادة الفائضة Excess Reactant
اقتصاد الذرة Atom Economy



يُتَوَقَّعُ أن تُسْتَهْلَكَ إحدى المادتين قبل الأخرى وتكون هي المُحدَّدة للتفاعل. لتعرّف ذلك أنظر إلى الشكل (16) الذي يوضّح التفاعل بناءً على أن كل جزيء يُمثّل مولاً من المادة.

يتضح من الشكل أن 10 mol من الهيدروجين تفاعلت كلياً مع 5 mol من الأكسجين، ونتج من ذلك 10 mol من الماء، وبذلك تُستهلك كمية الهيدروجين جميعها في أثناء التفاعل، وبعد ذلك يتوقف التفاعل، وبهذا يكون الهيدروجين هو المادة المُحدَّدة للتفاعل، وفي المقابل يتبقى 2 mol من الأكسجين دون أن تتفاعل بسبب استهلاك كمية الهيدروجين كلها، ويكون الأكسجين هو المادة الفائضة في التفاعل.

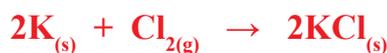
الحسابات المبنية على المادة المُحدَّدة

Calculations Depending on Limiting Reactant

تحدّد كمية المادة الناتجة بمعرفة المادة المُحدَّدة للتفاعل التي تُستهلك تماماً، فعند تفاعل كميات معلومة من موادّ مختلفة؛ فإنه لا بدّ من معرفة المادة المُحدَّدة للتفاعل، ويجري ذلك عن طريق حساب عدد المولات الفعلية للمواد المتفاعلة ومقارنتها بنسبتها المولية من المعادلة الموزونة.

وبمعرفة كتلة المادة المُحدَّدة للتفاعل، فإنه يمكن حساب كتل المواد الفعلية المتفاعلة والناتجة، والأمثلة الآتية توضح ذلك:

أضيف 8 mol من البوتاسيوم K إلى 5 mol من غاز الكلور Cl_2 للتفاعل وفقاً للمعادلة الموزونة الآتية:



أ. أستنتج المادة المُحددة للتفاعل.

ب. أحسب عدد مولات المادة الناتجة.

تحليل السؤال (المعطيات)

عدد مولات البوتاسيوم K = 8 mol

عدد مولات الكلور Cl_2 = 5 mol

المطلوب: أستنتج المادة المُحددة للتفاعل.

الحل:

أ. أحدد النسبة المولية بين K و Cl_2 من المعادلة الموزونة الآتية:

$$\frac{2 \text{ mol K}}{1 \text{ mol } Cl_2}$$

أحسب عدد مولات (n) البوتاسيوم K اللازمة للتفاعل، اعتماداً على مُعطيات السؤال كما يأتي:
عدد المولات المطلوبة للتفاعل = النسبة المولية × عدد المولات المتوفرة.

Moles needs = mol ratio × moles available

$$\begin{aligned} n \text{ K} &= \frac{2 \text{ mol K}}{1 \text{ mol } Cl_2} \times 5 \text{ mol } Cl_2 \\ &= 10 \text{ mol} \end{aligned}$$

وبهذا، فإن عدد مولات البوتاسيوم K المطلوبة للتفاعل 10 mol وعدد المولات المتوفرة 8 mol وهي أقل مما يلزم للتفاعل، فإن البوتاسيوم K هو المادة المُحددة للتفاعل. والكلور Cl_2 المادة الفائضة.

ب. أحسب عدد مولات المادة الناتجة بالاعتماد على المادة المُحددة للتفاعل كما يأتي:

$$\frac{2 \text{ mol K}}{2 \text{ mol KCl}}$$

وعليه، فإن: $n \text{ K} = n \text{ KCl} = 8 \text{ mol}$

يحترق غاز الإيثين بوجود الأكسجين احتراقًا تامًا وفقًا للمعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:



فإذا أُضيف 18.7 g من غاز الإيثين C_2H_4 إلى 7.4 g من غاز الأكسجين O_2

أُستنتج المادة المُحددة للتفاعل، علمًا أنّ الكتلة المولية بوحدة g/mol هي: ($\text{C}_2\text{H}_4 = 28$, $\text{O}_2 = 32$)

تحليل السؤال (المعطيات)

$$18.7 \text{ g} = \text{كتلة الإيثين } \text{C}_2\text{H}_4$$

$$7.4 \text{ g} = \text{كتلة الأكسجين } \text{O}_2$$

$$\text{الكتلة المولية بوحدة g/mol } (\text{C}_2\text{H}_4 = 28, \text{O}_2 = 32)$$

المطلوب: أُستنتج المادة المُحددة للتفاعل.

الحل:

أحسب عدد مولات كل مادة متفاعلة بضرب كتلتها في معامل تحويلٍ يساوي معكوس كتلتها المولية كما يأتي:

$$18.7 \text{ g C}_2\text{H}_4 \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_4}{28 \text{ g C}_2\text{H}_4} = 0.67 \text{ mol C}_2\text{H}_4$$

$$7.4 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} = 0.23 \text{ mol O}_2$$

أحدّد النسبة المولية للمواد المتفاعلة من المعادلة الموزونة وهي النسبة المطلوبة للتفاعل:

$$\frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_4}{3 \text{ mol O}_2}$$

أحسب عدد مولات الأكسجين اللازمة للتفاعل:

$$n \text{ O}_2 = \frac{3 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_4} \times 0.67 \text{ mol C}_2\text{H}_4 = 2.01 \text{ mol O}_2$$

عدد مولات الأكسجين المطلوبة للتفاعل 2.01 mol، وعدد المولات المتوافرة 0.23 mol، وهي أقل مما يلزم للتفاعل، وعليه، الأكسجين O_2 هو المادة المُحددة للتفاعل، والإيثين C_2H_4 هو المادة الفائضة.

أضيف 50 g من الفسفور الأبيض P_4 إلى 100 g من غاز الأوكسجين O_2 لإنتاج الأوكسيد P_4O_{10} وفقاً للمعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:



إذا علمت أن الكتل المولية بوحدة g/mol هي ($P_4 = 124$, $O_2 = 32$, $P_4O_{10} = 284$)

أ. أحسب كتلة المادة الناتجة.

ب. أحسب كتلة المادة الفائضة.

ج. أحسب: المردود المئوي للتفاعل، علماً أن المردود الفعلي له 84.6 g

تحليل السؤال (المعطيات)

كتلة الفسفور الأبيض $P_4 = 50$ g

كتلة الأوكسجين $O_2 = 100$ g

الكتل المولية بوحدة g/mol: ($P_4 = 124$, $O_2 = 32$, $P_4O_{10} = 284$)

المطلوب: أحسب كتلة المادة الناتجة، وأحسب كتلة المادة الفائضة، والمردود المئوي للتفاعل.

الحل:

أ. حساب كتلة المادة الناتجة

لحساب كتلة المادة الناتجة أحدد المادة المحددة للتفاعل.

أحسب عدد مولات كل مادة متفاعلة:

$$50 \text{ g } P_4 \times \frac{1 \text{ mol } P_4}{124 \text{ g } P_4} = 0.40 \text{ mol } P_4$$

$$100 \text{ g } O_2 \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} = 3.13 \text{ mol } O_2$$

أحدد النسبة المولية للمواد المتفاعلة من المعادلة الموزونة الآتية:

$$\frac{5 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } P_4}$$

أحسب عدد مولات الأوكسجين اللازمة للتفاعل:

$$\text{mol } O_2 = \frac{5 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } P_4} \times 0.40 \text{ mol } P_4$$

$$= 2 \text{ mol } O_2$$

عدد مولات الأوكسجين المطلوبة للتفاعل 2 mol وعدد المولات المتوافرة 3.13 mol وهي أكبر مما يلزم للتفاعل، وعليه، الأوكسجين هو المادة الفائضة. والفسفور الأبيض P_4 هو المادة المحددة للتفاعل. أحسب عدد مولات المادة الناتجة P_4O_{10} بمعرفة عدد مولات المادة المحددة للتفاعل P_4 .

$$n P_4O_{10} = \frac{1 \text{ mol } P_4O_{10}}{1 \text{ mol } P_4} \times 0.40 \text{ mol } P_4$$

$$= 0.40 \text{ mol } P_4O_{10}$$

أحسب كتلة P_4O_{10} ، بدلالة عدد مولاته وكتلته المولية:

$$m P_4O_{10} = \frac{284 \text{ g } P_4O_{10}}{1 \text{ mol } P_4O_{10}} \times 0.40 \text{ mol } P_4O_{10}$$

$$= 113.6 \text{ g } P_4O_{10}$$

ب. حساب كتلة المادة الفائضة

أحسب الكتلة التي تفاعلت من O_2 :

$$m O_2 = \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \times 2 \text{ mol } O_2 = 64 \text{ g } O_2$$

أحسب كتلة O_2 الفائضة عن التفاعل بإيجاد الفرق بين الكتلة المتوافرة والكتلة المتفاعلة:

$$100 \text{ g} - 64 \text{ g} = 36 \text{ g } O_2$$

ج. حساب المردود المئوي للتفاعل

أحسب المردود المئوي (Y%) للأكسيد P_4O_{10} وذلك بقسمة المردود الفعلي (Ay) على المردود النظري (Py) مضروباً في 100.

$$Y\% = \frac{Ay}{Py} \times 100$$

$$Y\% = \frac{84.6}{113.60} \times 100 = 74.5\%$$

أستنتج المادة المُحدّدة للتفاعل عند إضافة 50 g من النيكل Ni إلى 500 mL من محلول حمض HCl تركيزه 0.01M، علمًا أنّ الكتلة المولية Mr = 58.7 g/mol كما هو موضح في المعادلة الآتية:



تحليل السؤال (المعطيات)

$$0.5 \text{ L} = \text{حجم الحمض HCl}$$

$$0.01 \text{ M} = \text{تركيز محلول الحمض}$$

$$50 \text{ g} = \text{كتلة النيكل Ni}$$

$$\text{الكتلة المولية بوحدة g/mol: (Ni = 58.7)}$$

المطلوب: أستنتج المادة المُحدّدة.

الحل:

أحسب عدد مولات الحمض:

$$\text{عدد المولات} = \text{التركيز} \times \text{الحجم}$$

$$\frac{0.01 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl}} \times 0.5 \text{ L HCl} = 0.005 \text{ mol HCl}$$

أحسب عدد مولات النيكل:

$$50 \text{ g Ni} \times \frac{1 \text{ mol Ni}}{58.7 \text{ g Ni}} = 0.85 \text{ mol Ni}$$

أحدّد النسبة المولية للمواد المتفاعلة من المعادلة الموزونة الآتية:

$$\frac{1 \text{ mol Ni}}{2 \text{ mol HCl}}$$

أحسب عدد مولات الحمض اللازمة للتفاعل:

$$\frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Ni}} \times 0.85 \text{ mol Ni}$$

$$= 1.7 \text{ mol HCl}$$

عدد مولات الحمض المطلوبة للتفاعل 1.7 mol وعدد المولات المتوافرة 0.005 mol وعليه، فالحمض هو المادة المُحدّدة للتفاعل.

أحسب كتلة كلوريد الفضة AgCl الناتجة عند إضافة 100 mL من محلول نترات الفضة AgNO₃ تركيزه 0.1 M إلى 100 mL من محلول كلوريد الصوديوم NaCl تركيزه 0.05 M لإنتاج راسب كلوريد الفضة AgCl ومحلول NaNO₃ وفقاً للمعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:



علمًا أنَّ الكتلة المولية بوحدة (g/mol) (AgCl = 143.5)

تحليل السؤال (المعطيات)

$$0.1 \text{ M} = \text{تركيزه} \quad 0.1 \text{ L} = \text{حجم محلول نترات الفضة AgNO}_3$$

$$0.05 \text{ M} = \text{تركيزه} \quad 0.1 \text{ L} = \text{حجم محلول كلوريد الصوديوم NaCl}$$

$$\text{الكتلة المولية بوحدة (g/mol) (AgCl = 143.5)}$$

المطلوب: أحسب كتلة AgCl الناتجة.

الحل:

أحسب عدد مولات كل مادة مُتفاعلة:

$$\frac{0.1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ L AgNO}_3} \times 0.1 \text{ L AgNO}_3 = 0.01 \text{ mol AgNO}_3$$

$$\frac{0.05 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ L NaCl}} \times 0.1 \text{ L NaCl} = 0.005 \text{ mol NaCl}$$

أحدّد النسبة المولية للمواد المُتفاعلة من المعادلة الموزونة:

$$\frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol NaCl}}$$

عدد مولات نترات الفضة اللازمة للتفاعل أو كلوريد الصوديوم:

$$n \text{ AgNO}_3 = n \text{ NaCl} = 0.01 \text{ mol AgNO}_3$$

عدد مولات كلوريد الصوديوم NaCl المطلوبة للتفاعل 0.01 mol وعدد المولات المُتوافرة 0.005 mol وعليه، NaCl هو المادة المُحدّدة للتفاعل، ونترات الفضة AgNO₃ هي المادة الفائضة.

أحسب عدد مولات المادة الناتجة AgCl بمعرفة عدد مولات المادة المُحدّدة للتفاعل:

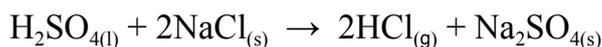
$$n \text{ AgCl} = n \text{ NaCl} = 0.005 \text{ mol AgCl}$$

أحسب كتلة AgCl بدلالة عدد مولاته وكتلته المولية:

$$= \frac{143.5 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} \times 0.005 \text{ mol AgCl} = 0.72 \text{ g AgCl}$$

اقتصاد الذرة Atom Economy

يُستخدم **اقتصاد الذرة Atom Economy** بوصفه مقياسًا لكفاءة التفاعل الكيميائي؛ حيث يشير إلى استخدام الذرات المتفاعلة جميعها بشكلٍ فاعلٍ لتكوين النواتج المرغوب فيها، وتقليل كمية النواتج المرغوب عنها، فمثلاً، للحصول على كمية اقتصادية من مادة ما في أحد المصانع، يلجأ المختصون إلى اختيار التفاعل الكيميائي الذي يؤدي إلى تكوين الناتج المُستهدف دون نواتج ثانوية ما أمكن، وإجراء الحسابات الكيميائية، وتحديد العوامل المؤثرة في التفاعل الكيميائي التي تهدف إلى الحصول على كمية أكبر منه في وقتٍ أقل، ومثال ذلك، تحضير غاز كلوريد الهيدروجين HCl من تفاعل حمض الكبريتيك المركّز مع كلوريد الصوديوم بحسب المعادلة الآتية:



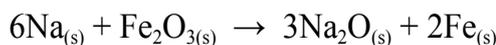
يكون اقتصاد الذرة لهذا التفاعل حوالي 34% وذلك لوجود ناتج ثانويٍّ مرغوب عنه هو كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 . وهناك طريقةٌ أخرى لتحضير غاز HCl وهي تفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الكلور، ولهذه الطريقة اقتصاد ذرة حوالي 100% حيث تتفاعل ذرات الهيدروجين والكلور جميعها معاً لتكوين غاز HCl، وبذلك لا تنتج موادٌ ثانوية مرغوب عنها. بحسب المعادلة الآتية:



HCl

✓ **أتحقّق:**

1- أضيف 40 g من الصوديوم Na إلى 40 g أكسيد الحديد (III) Fe_2O_3 لإنتاج الحديد Fe وأكسيد الصوديوم Na_2O وفقاً للمعادلة الموزونة الآتية:



علماً أنّ الكتلة المولية g/mol $\text{Na} = 23$, $\text{Fe} = 56$ Mr :

أ . أستنتج المادة المُحددة للتفاعل .

ب . أحسب كتلة الحديد Fe الناتجة .

2- ما المقصود باقتصاد الذرة؟

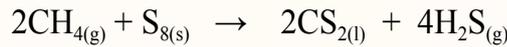


أعدّ فيلماً قصيراً باستخدام

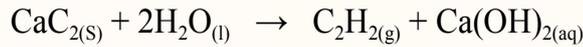
برنامج صانع الأفلام (Movie Maker)،
يوضح سلسلة إجراء الحسابات
الكيميائية في تحديد المادة المُحددة
للتفاعل، وحساب كتلة المادة
الفائضة عنه، وكتلة المادة الناتجة
استناداً إلى المادة المُحددة، ثم
أشاركه زملائي/ زميلاتي في الصفّ.

مراجعة الدرس

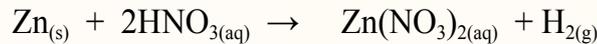
- 1 - الفكرة الرئيسية: أستنتج أهمية المادة المُحدّدة في التفاعل الكيميائي.
- 2 - أوضّح المقصود بالمادة المُحدّدة للتفاعل، والمادة الفائضة عن التفاعل.
- 3 - يتفاعل 35.8 g من S_8 مع 84.2 g من غاز الميثان CH_4 لإنتاج ثاني كبريتيد الكربون CS_2 وفق المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:



- أ . أستنتج المادة المُحدّدة للتفاعل .
 - ب . أستخدم الأرقام أحسب كتلة المادة الفائضة المتبقية بعد انتهاء التفاعل .
 - ج . أستخدم الأرقام أحسب كتلة CS_2 الناتجة .
 - د . أستخدم الأرقام أحسب المردود المئوي للمركب CS_2 علماً أنه حُصل فعلياً 12g منه .
- 4 - أستنتج المادة المُحدّدة في التفاعل الآتي:

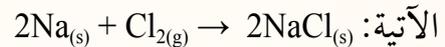


- علماً أنه تفاعل 6 mol من الماء مع 6 mol من كربيد الكالسيوم CaC_2 .
- 5 - أستنتج المادة المُحدّدة للتفاعل عند إضافة 40 g من الخارصين Zn إلى 150 mL من محلول حمض النيتريك HNO_3 تركيزه 0.2 M وَفَقاً للمعادلة الآتية:



- 6 - أضيف 250 mL من محلول حمض HI تركيزه 0.04 M إلى 250 mL من محلول KOH تركيزه 0.02 M .
- أ . أكتب معادلة التفاعل الموزونة .
- ب . أستنتج المادة المُحدّدة للتفاعل .

- 7 - أجرى مجموعة من الطلبة تجربة لمعرفة علاقة كمية المادة الناتجة بالمادة المحددة للتفاعل حيث خلطوا 4 mol من الصوديوم مع 6 mol من غاز الكلور للتفاعل وَفَقاً للمعادلة الموزونة الآتية:



- أ . أصوغ فرضية تربط بين كمية المادة المحددة للتفاعل مع كمية المادة الناتجة .
- ب . أضبط المتغيرات ما المتغير المستقل؟ وما المتغير التابع؟

الكيمياء الخضراء فرعٌ من فروع علم الكيمياء، وترتكز على مجموعة من المبادئ تهدف في مجملها إلى تصميم التفاعلات الكيميائية التي تستخدم كمية اقتصادية من المواد الخام في إنتاج أكبر كمية من المادة النقية المرغوب فيها، والحد من استنزاف الموارد الطبيعية، وكذلك التخلص من النفايات والمواد السامة الضارة في البيئة. وبهذا تجري المحاولات المستمرة إلى الحد من استخدام المواد الخام من المصادر غير المتجددة واستخدامها من المصادر المتجددة لئلا تُستنزَف.

ويتضمن ذلك أيضًا تقليل استخدام الطاقة غير المتجددة، وإنتاج المواد الكيميائية التي تتحلل بعد استخدامها منها لتراكمها في البيئة.

وضع العالمان أناستس ووارنر Anastas & Warner اثني عشر مبدأً للكيمياء الخضراء في مجال التصنيع الكيميائي، وذلك بما يُحقّق التنمية المستدامة دون إضرار بالبيئة، ويبين الشكل الآتي عددًا من مبادئ الكيمياء الخضراء.



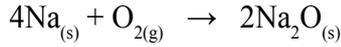
ابحث أرجع إلى المواقع الإلكترونية عبر الإنترنت وأكتب تقريرًا عن الكيمياء الخضراء Green Chemistry موضحًا المبادئ التي قامت عليها، وأهميتها في مجالات الحياة، ثم ناقش فيها زملائي/ زميلاتي في الصف.

مراجعة الوحدة

1 . أوضِّح المقصودَ بالمفاهيم الآتية:

- المولارية .
- المولالية .
- تفاعل الإحلال المزدوج .
- المعادلة الأيونية .

2 . يتفاعل 200 g من Na مع 200 g من الأكسجين وفقاً للمعادلة الموزونة الآتية:



- أ - أهدد النسبة المولية للصوديوم Na.
- ب - أستنتج المادة المُحددة للتفاعل.
- ج - أستخدم الأرقام أحسب كتلة Na_2O الناتجة.
- د - أستخدم الأرقام أحسب كتلة المادة الفائضة.

3 . يتفاعل محلول كلوريد النحاس CuCl_2 II مع محلول فوسفات البوتاسيوم K_3PO_4 فينتج محلول كلوريد البوتاسيوم

KCl وراسب صلب من فوسفات النحاس $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$. أجب عن الأسئلة الآتية:

أ - أكتب المعادلة الكيميائية الموزونة.

ب - أكتب المعادلة الأيونية.

ج - أستنتج المعادلة الأيونية النهائية.

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

5 . أستخدم الأرقام يمثلاً نظام التبريد في السيارة (الرادير) بمحلول يتكون من الماء وجلايكول الإيثيلين $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$

لمنع تجمد الماء خلال فصل الشتاء، أحسب التركيز المولالي لمحلول من جلايكول الإيثيلين تكوّن بإذابة 300 g منه في 450 g من الماء المقطر.

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

7 . أستخدم الأرقام أحسب حجم الماء الذي تلزم إضافته إلى 50 mL من محلول NaCl ذي التركيز 0.01 M

ليصبح تركيزه 0.001 M

مراجعة الوحدة

8 . استخدم الأرقام أحسب عدد مولات NO الناتجة من تفاعل 25 mol O₂ مع 6 mol NH₃ في المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:

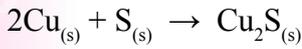


9 . أضيف 0.4 g ثاني أكسيد المنغنيز MnO₂ إلى 50 mL من محلول حمض الهيدروبروميك HBr تركيزه 0.02 M لإنتاج البروم، وبرومييد المنغنيز، والماء، وفقاً للمعادلة التفاعل الموزونة الآتية:



أ - أستنتج المادة المُحددة للتفاعل .
ب - استخدم الأرقام أحسب كتلة المادة الفائضة.

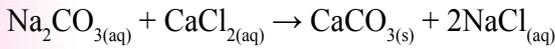
10 . يتفاعل 80 g من النحاس مع 25 g كبريت لإنتاج كبريتيد النحاس (I) وفقاً للمعادلة الموزونة:



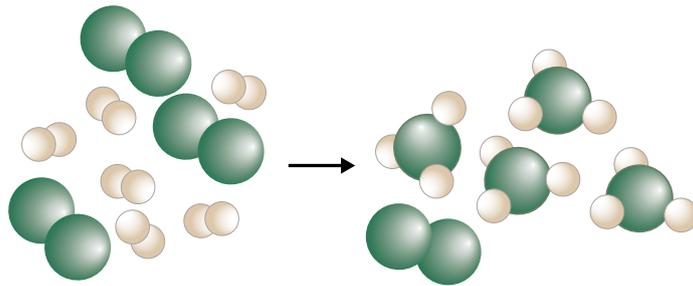
أ - أستنتج المادة المُحددة للتفاعل .

ب - استخدم الأرقام أحسب المردود المئوي للتفاعل إذا كان الناتج الفعلي من التفاعل 14.8 g

11 . استخدم الأرقام أحسب كتلة كربونات الكالسيوم CaCO₃ الناتجة عند إضافة 25 g من كربونات الصوديوم Na₂CO₃ إلى 20 g كلوريد الكالسيوم CaCl₂ وفقاً للمعادلة الآتية:



12 . السبب والنتيجة: لماذا تُعدّ المادة المشار إليها بالكرات البيضاء في المواد المتفاعلة هي المحددة للتفاعل؟



مراجعة الوحدة

13. أضيف 25 mL من حمض HCl تركيزه 0.1 M إلى 10 mL من NaOH تركيزه 0.5 M:

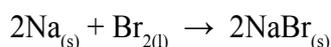
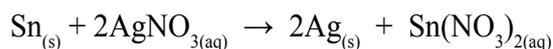
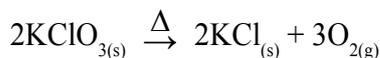
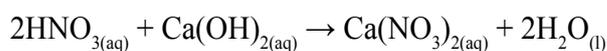
أ. أكتب معادلة التفاعل الموزونة.

ب. أكتب المعادلة الأيونية النهائية.

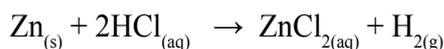
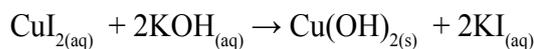
ج. أستنتج المادة المُحددة للتفاعل.

د. أستنتج المواد الموجودة في وعاء التفاعل بعد اكتمال التفاعل.

14. أصنّف التفاعلات الآتية إلى أنواعها الرئيسية: الاتحاد، والإحلال الأحادي، والإحلال المزدوج، والتحلل:

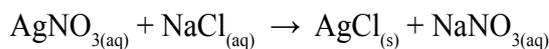


15. أكتب المعادلة الأيونية النهائية لكل من المعادلتين الآتيتين:



16. أختار رمز الإجابة الصحيحة في الفقرات الآتية:

(1) الأيونات المتفرجة في المعادلة الكيميائية الآتية هي:



أ (Ag^+ , Cl^-) ب (NO_3^- , Cl^-) ج (Ag^+ , Na^+) د (Na^+ , NO_3^-)

(2) الأيونات المتفاعلة في المعادلة الأيونية الآتية هي:



أ (OH^- , Cl^-) ب (Li^+ , Cl^-) ج (H^+ , OH^-) د (H^+ , Cl^-)

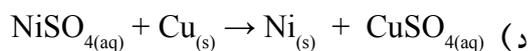
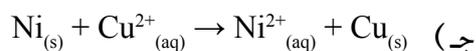
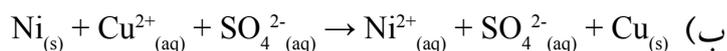
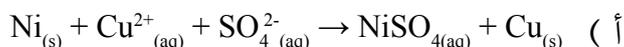
3 (عددٌ مولات LiOH الموجودة في 2 L من محلول تركيزه 0.04 M:

أ . 0.08 ب . 0.06 ج . 0.04 د . 0.02

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

أ . 1.0 ب . 0.6 ج . 1.5 د . 0.08

5 (المعادلة الأيونية النهائية الصحيحة في ما يأتي هي:



6 (تفاعل مادتين أو أكثر لإنتاج مادة واحدة) تشير هذه العبارة إلى مفهوم تفاعل:

أ (الترسيب ب (التحلل ج (الاتحاد د (الإحلال المزدوج

7 (عند خلط 3.8 mol A مع 4.5 mol B وفقاً للمعادلة الافتراضية الموزونة الآتية:



فإن المادة المحددة للتفاعل هي:

أ (A ب (B ج (D د (AB

8 (محلول تركيزه 4% بالكتلة. يعني هذا أنه يتكوّن من:

أ (4 g من المُذاب في 96 g من المُذيب.

ب (4 g من المُذاب في 100 g من المُذيب.

ج (0.4 g من المُذاب في 96 g من المُذيب.

د (0.4 g من المُذاب في 100 g من المُذيب.

مسرّد المصطلحات

- الإحلال المزدوج **Double Displacement**: تفاعل كيميائيّ فيه عنصران يحلّ كلّ منهما محلّ الآخر في مركّباتهما أو المحلول المائيّ لأملاجهما.
- أزواج الإلكترونات الرابطة **Bonding Electrons Pairs**: إلكترونات مستوى التكافؤ التي شاركت في تكوين الروابط.
- أزواج الإلكترونات غير الرابطة **Non-Bonding Electrons Pairs**: أزواج من الإلكترونات تظهر في مستوى التكافؤ للذرة المركزيّة لا تشارك في تكوين الروابط.
- إلكترونات التكافؤ **Valence Electrons**: الإلكترونات الموجودة في المستوى الخارجي للذرة، وتحدّد نوع الروابط التي تكوّنّها الذرة.
- الأيونات المتفرّجة **Spectator Ions**: الأيونات التي لم تتغير في عدد ذراتها، وشحنتها، ولم تشارك في التفاعل، ولم يحدث لها تغيير كيميائيّ.
- تفاعل الترسيب **Precipitation Reaction**: تفاعل تظهر فيه مادّة راسبة نتيجة خلط محلولين لمليحين ذائبين.
- تفاعل التعادل **Neutralization Reaction**: تفاعل حمض مع قاعدة لإنتاج الملح والماء.
- تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ **Valence Shell Electrons Pair Repulsion (VSEPR)**: نظريّة يمكن بها التنبؤ بأشكال الجزيئات؛ فهي تفترض أنّ أزواج إلكترونات التكافؤ تترتب حول كلّ ذرة بحيث تكون أبعد ما يمكن ليكون التنافر في ما بينها أقلّ ما يمكن.
- التهجين **Hybridization**: اندماج أفلاك مستوى التكافؤ في الذرة نفسها لتنتج منه أفلاك جديدة متماثلة في الشكل والطاقة وتختلف عن الأفلاك الذريّة في الشكل والطاقة.
- الذرة المركزيّة **Central Atom**: الذرة الأقل عدداً في الجزيء، وتكوّن أكثر من رابطة واحدة.

- **الرابطة التساهمية Covalent Bond**: قوّة التجاذب الناشئة بين ذرتين نتيجة تشاركهما بزواج واحد أو أكثر من الإلكترونات.
- **الرابطة التناسقية Coordinate Bond**: إحدى أنواع الروابط التساهمية، تنشأ نتيجة مشاركة إحدى الذرتين بزواج من الإلكترونات، في حين تشارك الذرة الأخرى بفلك فارغ.
- **الرابطة الهيدروجينية Hydrogen Bond**: قوّة تجاذب تنشأ بين جزيئات تشارك فيها ذرة الهيدروجين المرتبطة في الجزيء برابطة تساهمية مع ذرة أخرى ذات سالبية كهربائية عالية، مثل ذرات N, O, F.
- **العزم القطبي Dipole Moment**: مقياس كمي لمدى توزع الشحنات في الجزيء.
- **القوى بين الجزيئات Intermolecular Forces**: قوى تجاذب تنشأ بين جسيمات المادة نفسها، تختلف بطبيعتها عن الروابط الكيميائية التي تنشأ بين الذرات.
- **قوى ثنائية القطب Dipole-Dipole**: قوى تنشأ بين جزيئات قطبية نتيجة وجود الشحنات الجزيئية السالبة والموجبة على هذه الجزيئات.
- **قوى لندن London Forces**: قوى تجاذب ضعيفة تنشأ نتيجة الاستقطاب اللحظي للجزيئات أو الذرات.
- **الكثافة الإلكترونية Electronic Density**: منطقة بين الذرتين المكونتين للرابطة التساهمية، يتركز فيها وجود أزواج إلكترونات الرابطة.
- **الكسر المولي Mole Fraction**: النسبة بين عدد مولات المادة المُذابة أو المُذيب في المحلول إلى عدد المولات الكلية للمذاب والمُذيب.
- **المادة الفائضة Excess Reactant**: المادة التي لم تُستهلك كاملةً في أثناء التفاعل.
- **المادة المحددة للتفاعل Limiting Reactant**: المادة التي تُستهلك كلياً في التفاعل وتُحدّد كمية الناتج المتكوّن.

- المحاليل القياسية **Standard Solutions**: محاليل معلومة التركيز بدقة.
- محلولٌ مُخَفَّف **Diluted Solution**: محلولٌ يحتوي كمية قليلة من المذاب في حجم معين من المذيب.
- محلولٌ مُرَكَّز **Concentrated Solution**: محلولٌ يحتوي كمية كبيرة من المادة المذابة في حجم معين من المذيب.
- المعادلة الأيونية الكاملة **Complete Ionic Equation**: المعادلة التي تظهر فيها الجسيمات التي في المحلول جميعها.
- المعادلة الأيونية النهائية **Net- Ionic Equation**: المعادلة التي تظهر فيها الأيونات المتفاعلة فقط.
- المولارية **Molarity**: عددٌ مولات المادة المذابة في لتر واحد من المحلول.
- المولالية **Molality**: نسبة عدد مولات المذاب في 1kg من المذيب.
- النسبة المئوية بالحجم **Volume Percent**: النسبة المئوية بين حجم المذاب إلى حجم المحلول.
- النسبة المئوية بالكتلة **Mass Percent**: النسبة المئوية بين كتلة المذاب إلى كتلة المحلول.

قائمة المراجع

أولاً- المراجع العربية:

- إبراهيم الخطيب، تركي عبيد، **الكيمياء العامة**، دار المسيرة للنشر والتوزيع، عمان، 2004م.
- خليل حسام، **موسوعة الكيمياء الشاملة**، دار أسامة للنشر، ج2، 2009م .
- محمد الدرمللي، **الدليل في الكيمياء: الكيمياء العامة، ماهيتها، عناصرها**، دار العلم والإيمان ودار الجديد للنشر والتوزيع، 2018م.

ثانياً- المراجع الأجنبية:

- Ebbing ,Gammon, **General Chemistry**, 10th Ed, Houghton Mifflin Company, 2011.
- McQuarrie, Donald, et al. **Colligative Properties of Solutions"** General Chemistry, Mill Valley: Library of Congress, 2011.
- Myers, Thomas, Oldham, **Chemistry**, Online Ed, Holt, Rinehart Winston, 2006.
- Raymond Change, **Chemistry**, 10th Edition, Singapore,2010.
- Stevens Zumdal,**Chemistry**,7th Ed, Boston, NewYork, 2007
- Sunley, Chris and Goodman, Sam, Collins International Cambridge IGCSE **Chemistry**, Collins, 2014.
- Winter, Mark J, **Chemical Bonding** , Oxford 2004 .

