المملكة الأردنية الهاشمية
وزارة التربية والتعليم

المركز الوطني
لتطوير المناهج
National Center
for Curriculum
Development

الكيمياء 11

الصف الحادي عشر - المسار الأكاديمي

الفصل الدراسي الأول

كتاب الطالب









المركز الوطني
لتطوير المناهج
National Center
for Curriculum
Development

المملكة الأردنية الهاشمية
وزارة التربية والتعليم

الكيمياء

الصف الحادي عشر - المسار الأكاديمي

الفصل الدراسي الأول

كتاب الطالب

11

فريق التأليف

د. موسى عطا الله الطراونة (رئيسًا)

بلال فارس محمود جميلة محمود عطية

تيسير أحمد الصبيحات

منهاجي
متعة التعليم الهادف

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

قـرَّرت وزارة التربيـة والتعليـم تدريـس هذا الكتـاب في مدارس المملكـة الأردنية الهاشـمية جميعها، بنـاءً على قـرار المجلس الأعلى للمركـز الوطنـي لتطويـر المناهج في جلسـته رقـم (2024/4)، تاريـخ 2024/6/6 م، وقـرار مجلس التربيـة والتعليم رقـم (2024/68)، تاريـخ 2024/6/26 م، بدءًا مـن العام الـدراسي 2024 / 2025 م.

© HarperCollins Publishers Limited 2024.
- Prepared Originally in English for the National Center for Curriculum Development. Amman - Jordan
- Translated to Arabic, adapted, customised and published by the National Center for Curriculum Development. Amman - Jordan

ISBN: 978 - 9923 - 41 - 821 - 5

المملكة الأردنية الهاشمية
رقم الإيداع لدى دائرة المكتبة الوطنية
(2025/1/477)

بيانات الفهرسة الأولية للكتاب:

عنوان الكتاب	الكيمياء، كتاب الطالب: الصف الحادي عشر، المسار الأكاديمي، الفصل الدراسي الأول
إعداد / هيئة	الأردن. المركز الوطني لتطوير المناهج
بيانات النشر	عمان: المركز الوطني لتطوير المناهج، 2025
رقم التصنيف	373,19
الواصفات	/ الكيمياء/ / أساليب التدريس/ / المناهج/ / التعليم الثانوي/
الطبعـة	الطبعـة الثانية، مزيدة ومنقحة

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

المراجعة والتعديل

بـلال فـارس محمـود
جميلـة محمـود عـطيـة
حـازم محمـد أحـمـد

التحكيم الأكاديمي

د. عماد حمادنة

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.

الطبعة الأولى (التجريبية) 1445 هـ / 2024 م
أعيدت طباعته 2025 م

قائمةُ المحتوياتِ

الموضوعُ ..... **الصفحـةُ**

المقدّمة 5

الوَحدةُ الأولى: أشكالُ الجُزيئات وقوى التجاذب بينها **7**

التجرِبةُ الاستهلالية: أشكالُ الجُزيئات 9

الدرسُ الأول: نظريّةُ تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ 10

الدرسُ الثاني: الروابطُ والأفلاك المتداخلة 24

الدرسُ الثالث: القوى بين الجُزيئات 36

مراجعةُ الوَحدة 48

الوَحدةُ الثانية: التفاعُلاتُ والحساباتُ الكيميائيّةُ **51**

التجرِبةُ الاستهلاليّة: التفاعُل الكيميائيُّ 53

الدرسُ الأول: التفاعُلاتُ الكيميائيَّةُ 54

الدرسُ الثاني: تركيزُ المحاليل 71

الدرسُ الثالث: الحساباتُ الكيميائيَّةُ 85

مراجعةُ الوَحدة 96

مسردُ المصطلحات 100

قائمةُ المراجع 104

بسم الله الرحمن الرحيم

المقدمة

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

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

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

يتألَّف الفصل الدراسي الأول من الكتاب من وحدتين دراسيتين،هما: أشكالُ الجُزيئات وقوى التجاذب بينها، والتفاعلات والحسابات الكيميائية.

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

وانتهاءً بأسئلة التحليل والاستنتاج. وَتَضَمَّنَ الكتاب أيضًا أسئلة تفكير متنوعة؛ بُغْيَةَ تعزيز فهم الطلبة موضوعات المادة، وتنمية التفكير الناقد لديهم.

ونحن إذ نُقدّمُ هذه الطبعةَ منَ الكتاب، فإنّا نؤمّل أن يُسهِمَ في تحقيق الأهداف والغايات النهائيّة المنشودة لبناء شخصيّة المتعلّم، وتنمية اتجاهات حُبّ التعلُّم ومهارات التعلُّم المستمرّ، فضلًا عن تحسين الكتاب بإضافة الجديد إلى محتواهُ، وإثراءِ أنشطته المتنوّعة، مع مراعاة ملاحظات المُعلِّمين والمُعلِّمات.

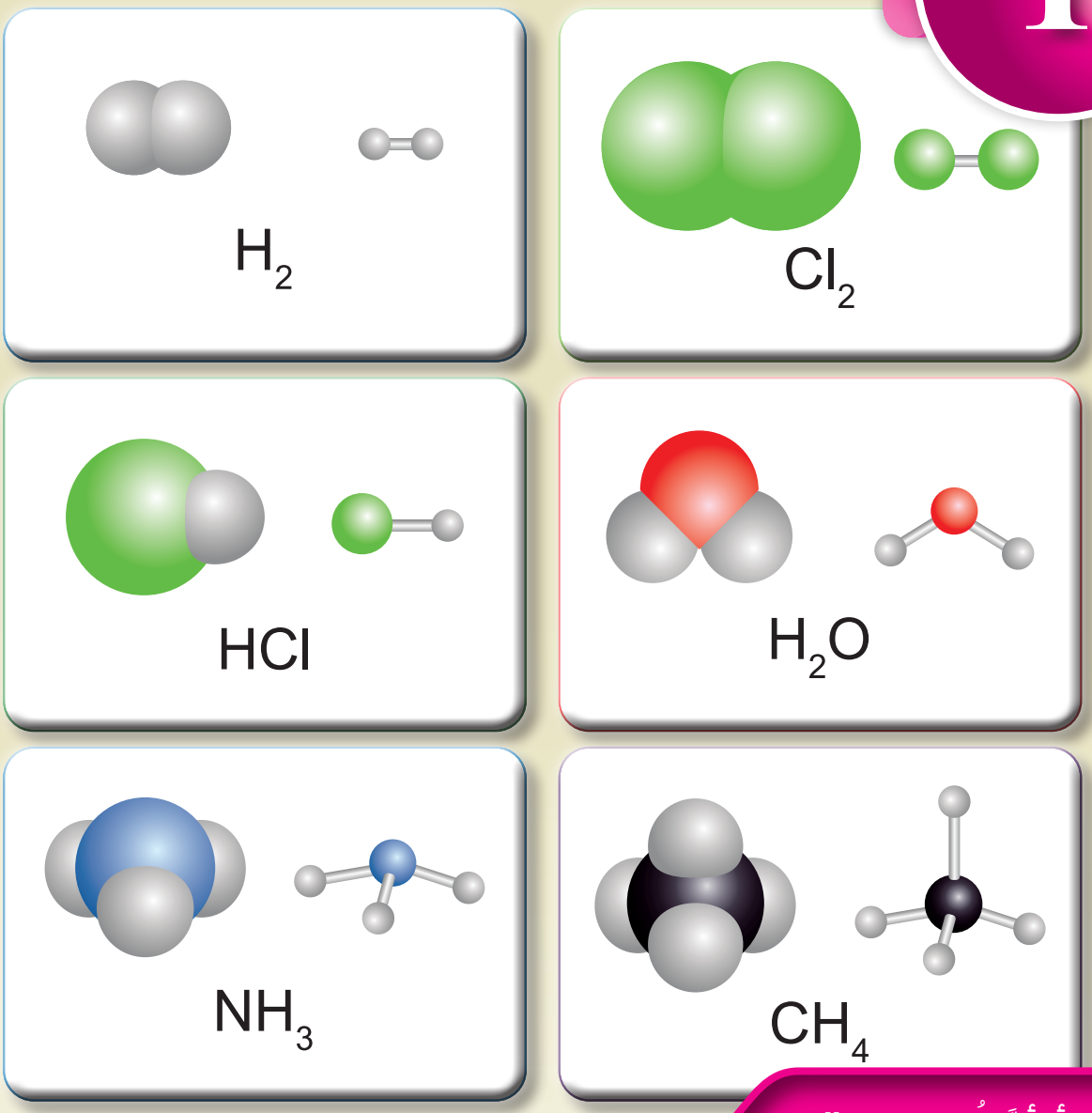
والله ولي التوفيق

المركز الوطني لتطوير المناهج

الوحدةُ 1

أشكال الجزيئات وقوى التجاذب بينها

Shapes of Molecules and Intermolecular Forces



أتأمَّلُ الصورة

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

الفكرة العامة:

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

الدرس الأول: نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ

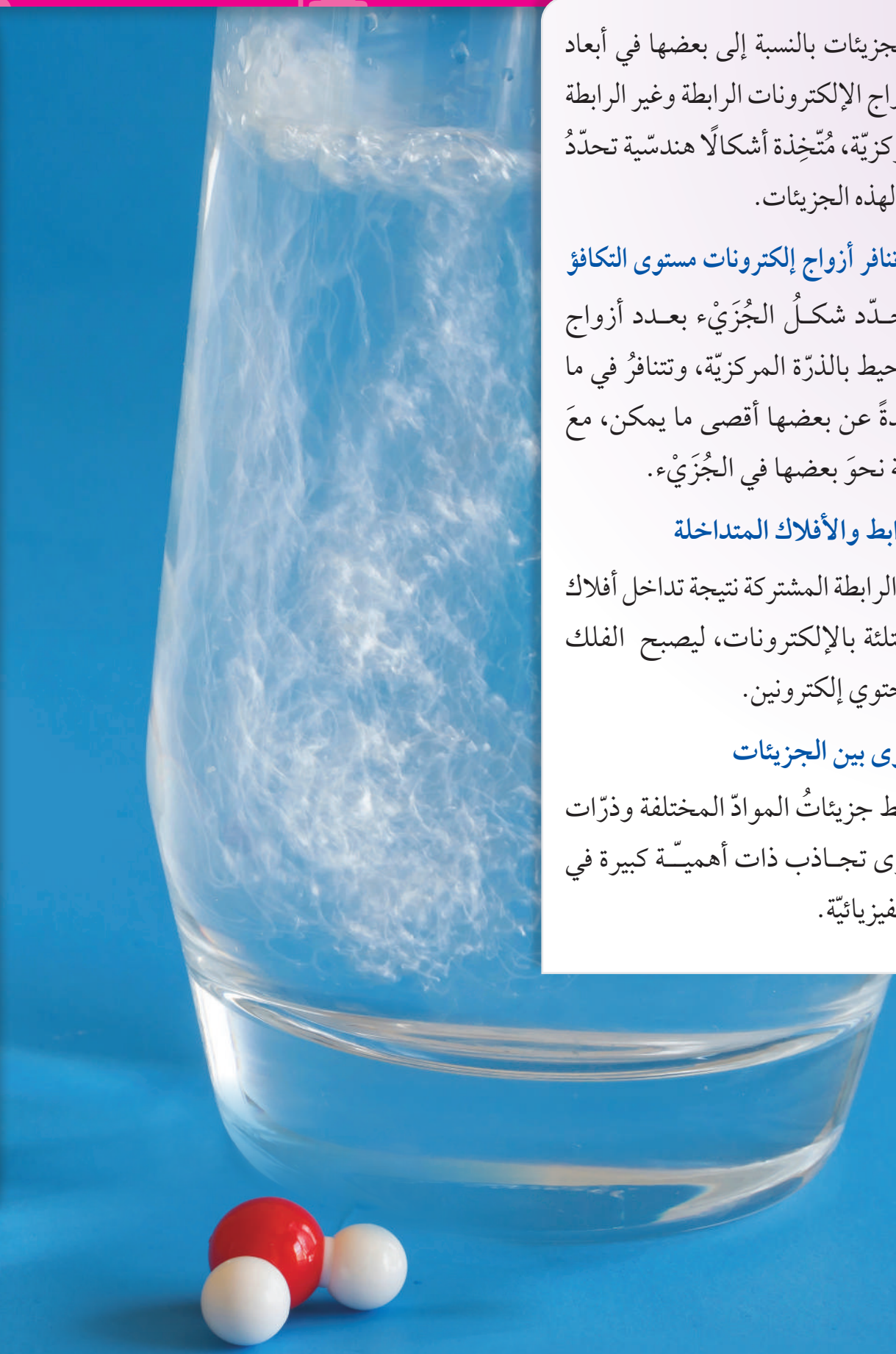
الفكرة الرئيسة: يتحـدّد شكـلُ الجُزَيْء بعـدد أزواج الإلكترونات التي تحيط بالذرّة المركزيّة، وتتنافرُ في ما بينها وتترتّبُ متباعدةً عن بعضها أقصى ما يمكن، معَ بقاء الذرّات مُنجذِبة نحوَ بعضها في الجُزَيْء.

الدرس الثاني: الروابط والأفلاك المتداخلة

الفكرة الرئيسة: تنشأ الرابطة المشتركة نتيجة تداخل أفلاك التكافؤ نصفِ الممتلئة بالإلكترونات، ليصبح الفلك المتداخلُ مُمتلِئًا ويحتوي إلكترونين.

الدرس الثالث: القوى بين الجزيئات

الفكرة الرئيسة: ترتبط جزيئاتُ الموادّ المختلفة وذرّات الغازات النبيلـة بقوى تجـاذب ذات أهميـّة كبيرة في تحديد خصائصها الفيزيائيّة.



أشكال الجزيئات

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

إرشاداتُ السلامة:

- أتبعُ إرشادات السلامة العامّة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبر والنظاراتِ الواقيةَ والقُفّازات.

أصوغ فرضيتي عـن العلاقـة بين عـدد الروابـط في الجزيء والزاوية بينها وشكل الجُزَيْء.

أختبر فرضيتي:

1. **أُصمّمُ:** أختار كرةً تمثّل ذرّة البيريليوم (ثقبان) وكرتيـن تمثّلان ذرّتَـي الكلـور (ثقب واحـد) ووصلتين، وأُصمّمُ شكلًا بنائيًّا لجُزَيْء كلوريد البيريليوم ($BeCl_2$).
2. **أتوقّعُ** الشكلَ الناتج وأرسمه.
3. **أقيسُ** مقدارَ الزاوية بين الوصلات، وأُسجّلُها.
4. **أُصممُ:** أختارُ كرةً تمثّل ذرّة البورون (ثلاثة ثقوب) وثلاثَ كـرات تمثّـل ذرّات الكلـور وثلاثَ وصلات، ثم أُصمّمُ شكلًا بنائيًّا لجُزَيْء ثلاثي كلوريد البورون (BCl_3)، ثم أرسمُ الشكلَ الناتج.
5. **أقيسُ** مقدارَ الزاوية بين الوصلات، ثم أُسجّلُها.



6. **أُصمـمُ:** أختـارُ كـرةً تمثّـل ذرّة الكربـون (أربعة ثقـوب) وأربعَ كـرات تمثّـل ذرّات الهيدروجين وأربعَ وصـلات، ثم أُصمّمُ شـكلًا بنائيًّا لجُزَيْء الميثـان (CH_4)، ثـم أرسـمُ الشـكلَ الناتج.
7. **أقيسُ** مقدارَ الزاوية بين الوصلات، ثم أُسجّلُها.
8. **أُسجّلُ البيانات**، أُدوّنُ شكلَ الجزيء، والزاويةَ بين الروابط.

التحليلُ والاستنتاج:

1- **أضبط المتغيرات:** أحدد المتغير المستقل، والمتغير التابع، وعامل تم ضبطه في التجربة.

2- **أسـتنتجُ** العلاقةَ بين عدد الروابط فـي الجُزَيْء، ومقـدارَ الزاوية بينها.

3- **أصـدر حكمًـا:** أوضـح إذا توافقـت نتائجي مع فرضيتـي أم لا.

الدرس 1

نظريّة تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ
Valence Shell Electrons Pair Repulsion Theory

الفكرةُ الرئيسة :

يتحدّد شكلُ الجُزَيْء بعدد أزواج الإلكترونات التي تحيط بالذرّة المركزيّة، التي تتنافرُ في ما بينها وتترتّبُ متباعدةً عن بعضها أقصى ما يمكن، معَ بقاء الذرّات منجذبةً نحو بعضها في الجُزيء.

نتاجاتُ التعلُّم :

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

المفاهيمُ والمصطلحات :

الرابطة التساهميّة	Covalent Bond
أزواج الإلكترونات الرابطة	Bonding Electron Pairs
الذرّة المركزيّة	Central Atom
أزواج الإلكترونات غير الرابطة	Non-Bonding Electron Pairs
الرابطة التناسقيّة	Coordinate Bond
نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ	Valence Shell Electron Pair Repulsion (VSEPR) Theory

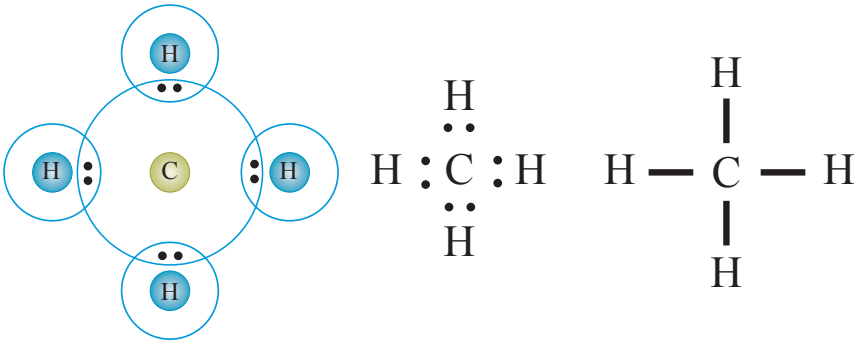
أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ
Valence Shell Electron Pairs

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

الروابطُ التساهميّة والرابطة التناسقيّة
Covalent Bonds and Coordinate Bond

كثيرٌ من الموادِ التي تُعَدُّ عصبَ الحياة، مثل الماء، وغازَي الأكسجينِ وثاني أكسيدِ الكربونِ ترتبط ذرّاتُها بروابطَ تساهميّة، فضلًا عن أنّ معظمَ المركّبات الموجودة في أجسامنا وأجسام الكائنات الحيّة الأُخرى ترتبطُ ذرّاتُها بروابطَ تساهميّة. فكيف تتكوّن هذه الروابطُ في المركّبات المختلفة؟

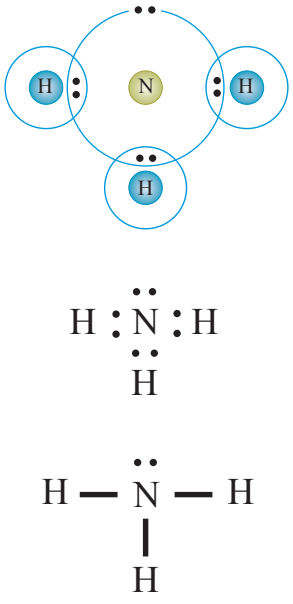
يحتوي المستوى الخارجيُّ لذرّات عناصر المجموعات الممثلة من المجموعة الرابعة إلى المجموعة السابعة عددًا منَ الإلكترونات تنجذبُ نحو النواة بقوّة، وعند ارتباط ذرّتين من هذه العناصر ببعضهما بعضًا فإنهما تتشاركان في الإلكترونات، وينشأُ بينهما زوجٌ أو أكثرُ منَ الإلكترونات المشتركة تنجذبُ نحو نواتَي الذرّتين معًا، ويُطلَق على قوّة الجذب الناشئة بينهما **الرابطة التساهميّة Covalent Bond**؛ فمثلًا، تمتلكُ ذرّةُ الكربون أربعةَ إلكترونات في المستوى الخارجيّ، أمّا ذرّةُ الهيدروجين، فتمتلك إلكترونًا واحدًا، وعند ارتباطهما لتكوين جُزَيْء الميثان (CH_4) تتشاركُ ذرّةُ الكربون معَ كلِّ ذرّة هيدروجين بزوج منَ الإلكترونات،



الشكلُ (1): أزواجُ الإلكترونات المشتركة المحيطة بذرة الكربون C في جُزَيْء الميثان (CH_4).

ويكون حول ذرّة الكربون أربعة أزواج منَ الإلكترونات المشتركة معَ ذرات الهيدروجين، تسمّى **أزواجَ الإلكترونات الرابطة Bonding Electron Pairs** وهي إلكتروناتُ مستوى التكافؤ التي شاركت في تكوين الروابط، وينشأُ عن ذلك أربعُ روابطَ تساهميّةٍ أُحاديّة تحيط بذرّة الكربون، التي يُطلَق عليها **الذرّة المركزيّة Central Atom**، وهي تلك الذرّةُ الأقل عددًا في الجُزَيْء المُكَوَّنِ من أكثر من ذرّتين وتُكوِّن أكبر عدد منَ الروابط في الجُزَيْء، ويوضّح الشكلُ (1) أزواجَ الإلكترونات المشتركة المحيطة بذرّة الكربون C في جُزَيْء الميثان CH_4.

أمّا في جُزَيْء الأمونيا (NH_3)، فإن ذرة النيتروجين تمثل الذرة المركزية إذ تحتوي في المستوى الخارجي (5) إلكترونات، ولكي تصلَ إلى حالة الاستقرار فإنها تتشاركُ معَ كلّ ذرّة هيدروجين بزوج منَ الإلكترونات ليصبح لديها ثلاثةُ أزواج منَ الإلكترونات الرابطة وزوج واحد منَ الإلكترونات لم يشارك في تكوين الروابط يُطلَق عليه **زوج إلكترونات غير الرابطة Non-Bonding Electron Pair**، كما يتّضحُ من تركيب لويس للجُزَيْء، أنظر إلى الشكل (2).

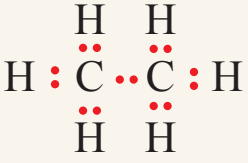


الشكلُ (2): أزواجُ الإلكترونات المحيطة بذرة النيتروجين N في جُزَيْء الأمونيا NH_3.

جلبرت لويس

يعـد العالم جلبـرت لويس (1946-1875) Gilbert Lewis أحـد رواد الكيميـاء فـي القـرن العشـرين، فقد اشـتهر بإسـهاماته فـي موضوعـات عـدة منهـا الروابـط الكيميائيـة، والحموض والقواعـد. ففـي مجـال الروابـط الكيميائيـة يعد أول من افترض أن الإلكترونـات لهـا دور في تكوين الروابـط، وأن الرابطـة الكيميائيـة تتكون مـن زوج من الإلكترونات مشـترك بين ذرتيـن، وكذلك فهو صاحـب تركيـب لويـس الـذي تمثَّل فيـه الإلكترونـات بنقاط حـول كل ذرة، ومـن المفاهيـم الأخـرى المرتبطـة بـه قاعـدة الثمانيـة، فأسـهم في فهـم تركيب الجزيئـات وتوقـع خصائصها الكيميائيـة. فضلًا عن إسـهامه في مجـال الحمـوض والقواعد، فهو صاحـب تعريف لويـس للحمض والقاعـدة. وتعـد الموضوعـات السـابقة مـن أساسـيات علـم الكيمياء.

الجدول (1): تركيب لويس لبعض الجزيئات.

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

وتعرف أزواج الإلكترونات غير الرابطة أنها أزواجٌ منَ الإلكترونات تظهرُ في مستوى التكافؤ للذرّة المركزيّة لا تشارك في تكوين الروابط.

عرفتُ منَ المثالين السابقين أنّ ذرّتَي الكربون والنيتروجين هما ذرّتان مركزيتان، وأنّ ذرة الكربون محاطةٌ بأربعة أزواج منَ الإلكترونات الرابطة بينما ذرة النيتروجين محاطةٌ بثلاثة أزواج منَ الإلكترونات الرابطة وزوج غير رابط، وهذا يعني أنّهما تحققان قاعدةَ الثمانية؛ أي أنّ مجموع الإلكترونات في مستوى التكافؤ يساوي ثمانية، وبهذا يصبحُ تركيبُهما مشابهًا لتركيب ذرّة عنصر الغاز النبيل الأقرب لهما في الجدول الدوريّ. وهناك كثيرٌ منَ الذرّات التي تكوّنُ روابطَ تساهميّةً في جزيئاتها تحقّق قاعدة الثمانية، ويوضّحُ الجدولُ (1) تركيبَ لويس لبعض هذه الجزيئات.

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

المثال 1

أكتبُ تركيبَ لويس لجُزَيْء NF_3 ثم أحددُ عددَ أزواج الإلكترونات الرابطة وغيرِ الرابطة حولَ الذرّة المركزيّة.
(العدد الذرّي لذرّة N يساوي 7 وللذرّة F يساوي 9)

الحلّ:

- أحدّدُ عددَ إلكترونات التكافؤ لكلّ ذرّة في الجُزَيْء عن طريق التوزيع الإلكتروني لكلٍّ منهما:

$$N: 1s^2\underline{2s^2 2p^3} \qquad F: 1s^2\underline{2s^2 2p^5}$$

عددُ إلكترونات التكافؤ: $F = 7e^-$ ، $N = 5e^-$

- أحدّدُ عددَ إلكترونات التكافؤ الكلي Total Valence electrons لجميع الذرّات في الجُزَيْء:

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

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

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

- أحسُبُ عددَ أزواج إلكترونات التكافؤ Valence Electrons Pairs (v.e.p) بِقِسمَةِ عدد الإلكترونات على 2

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

- أحدّدُ الذرّةَ المركزيّة في الجُزَيْء.

الذرة المركزية هي N، أوزع ذرات أوزّع ذرّات F حولَها، ثمّ أرسم روابطَ أُحاديّةً في ما بينهما (كلُّ رابطةٍ تمثّلُ زوجَ إلكترونات).

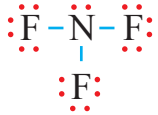
- أحسُبُ عددَ أزواج الإلكترونات المُتبقّية، وهيَ تُساوي عددَ أزواج الإلكترونات المتوافرة (v.e.p) مطروحًا منها عددُ أزواج الإلكترونات الرابطة (B.e.p)



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

- أوزّع أزواجَ الإلكترونات المُتبقّية حولَ الذرّات الطرفيّة (F)، بحيثُ تُحقّقُ كلُّ ذرّة قاعدةَ الثمانية. وبهذا أكون قد وزّعت منها 9 أزواج وبقيَ لديّ زوجٌ يوضعُ حولَ الذرّة المركزيّة، وعليه، يكون توزيعُ لويس على النَّحو الآتي:

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



المثال 2

أكتبُ تركيبَ لويس، وأحدّد عددَ أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرّة المركزية في الأيون $AlCl_4^-$. (العدد الذرّي لذرّة Al يساوي 13, ولذرّة Cl يساوي 17).

الحل:

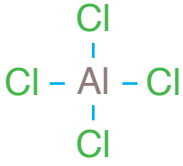
أُلاحظ أن الكلور Cl من المجموعة السابعة، وتمتلك ذرّتُه 7 إلكترونات في مستوى التكافؤ، في حين أنّ الألمنيوم Al من المجموعة الثالثة، وتمتلك ذرّتُه 3 إلكترونات في مستوى التكافؤ.

-أحسُبُ عدد إلكترونات التكافؤ الكلّي لجميع الذرّات في الأيون، ولوجود الشحنة السالبة (-1) أضيف إليها إلكترونًا واحدًا:

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

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

-أحسُبُ عددَ أزواج الإلكترونات المتوافرة:



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

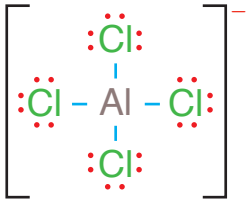
-أحدّدُ الذرّة المركزية، وهي ذرة Al الأقلّ عددًا، وأوزّع ذرات Cl حولها، ثم أضَع بينها روابطَ أحادية.

أحسُب عدد أزواج الإلكترونات المُتبقية (عدد أزواج الإلكترونات المتوافرة - عدد أزواج الإلكترونات الرابطة):

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

-أوزع أزواج الإلكترونات المُتبقية حول الذرّات الطرفية Cl بحيث تحقق كلٌّ منها قاعدة الثمانية.

وعليه، فإن ذرّة الألمنيوم تُحاطُ بأربعة أزواج من الإلكترونات الرابطة ولا تمتلكُ أزواجَ إلكترونات غير رابطة.



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

اسم الجُزَيْء	الصيغة الجزيئية	تركيب لويس
ثاني أكسيد الكربون	CO_2	
الإيثين	C_2H_4	
الأكسجين	O_2	
النيتروجين	N_2	
الإيثاين	C_2H_2	

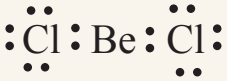
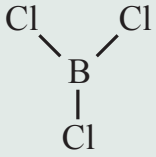
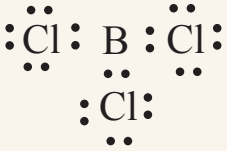
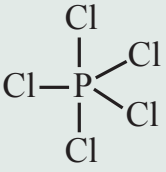
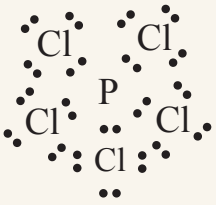
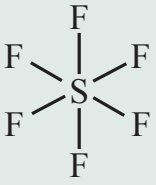
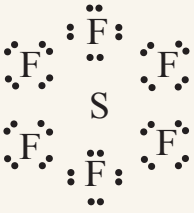
يحتوي العديد منَ الجزيئات روابطَ ثنائيّة أو ثلاثيّة، فمثلًا، في جُزَيْء ثاني أُكسيد الكربون (CO_2) نجد أنّ ذرّة الكربون تتشاركُ معَ كلِّ ذرّة أُكسجين بزوجين منَ الإلكترونات لتكوين رابطة ثنائيّة معَ كلٍّ منهما، وكذلك فإنّ ذرّتَي الكربون في جُزَيْء الإيثين C_2H_4 تشتركان بزوجين منَ الإلكترونات لتكوين رابطة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

وكذلك جُزَيْء الأُكسجين (O_2)؛ إذ تشتركُ ذرّتاهُ بزوجين منَ الإلكترونات لتكوين رابطة ثنائيّة.

في حين أنّ ذرّتَي النيتروجين في جُزَيْء (N_2) تتشاركان بثلاثة أزواج منَ الإلكترونات؛ لتكوّنا رابطة ثلاثيّة وتحقّقا قاعدةَ الثمانية، وكذلك ذرّتا الكربون في جُزَيْء الإيثاين (الإستيلين) C_2H_2، فإنّهما تتشاركان بثلاثة أزواج منَ الإلكترونات وتنشأُ بينَهُما رابطةٌ ثلاثيّة؛ لكي تُحقّقا قاعدة الثمانية وتصلا إلى حالة الاستقرار. يبيّنُ الجدولُ (2) الصيغَ الجزيئيّة لهذه الجُزَيئات وتركيبَ لويس لكلٍّ منها.

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

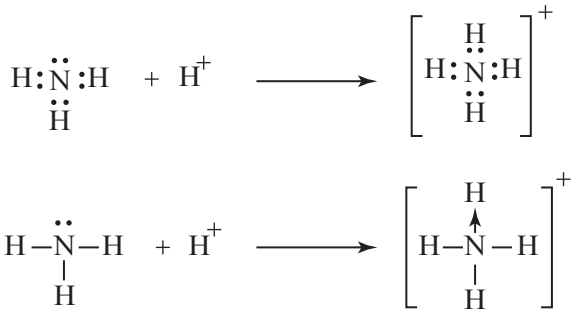
الجدول (3): تركيب لويس لبعض جُزَيئات تخالفُ قاعدةَ الثمانية.

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

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

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

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



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

ألاحظ منَ المعادلة أنّ ذرّة النيتروجين في جُزَيْء الأمونيا تمتلكُ زوجًا منَ الإلكترونات غيرِ الرابطة، تشاركُ فيه معَ الفَلَكِ الفارغ لأيون الهيدروجين وتنشأ بينهما رابطةٌ تناسقية في أيون الأمونيوم (NH_4^+)، التي يُشار إليها بسهم صغير رأسه يشير إلى الذرة المشاركة بالفلك الفارغ. كما في الشكل (3).

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

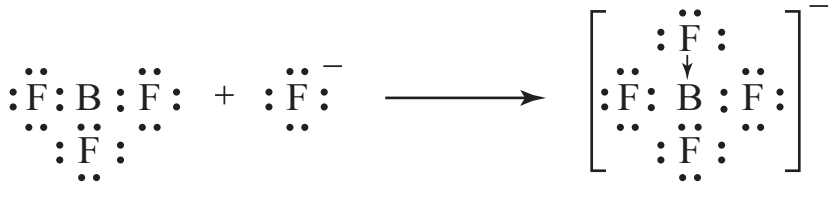
$$BF_3 + F^- \longrightarrow BF_4^-$$

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

أُفكّر: أي الآتية يحتوي روابط تناسقية:

H_2O, $BeCl_4^{2-}$, H_3O^+, $BeCl_2$

أتحقّق: أكتب تركيبَ لويس لكلٍّ منَ الجزيئات الآتية OF_2 , BeH_2، وأحدّد عددَ أزواج الإلكترونات الرابطة وغيرِ الرابطة حول ذرّتها المركزيّة.



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

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

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

اقترحَ الكيميائيون نظريّةً عُرفت بنظريّة **تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ (VSEPR)**، التي يمكنُ عن طريقها التنبُّؤُ بأشكال الجزيئات؛ فهي تفترضُ أنّ أزواج إلكترونات التكافؤ تترتّبُ حولَ الذرّة المركزية بحيث تكونُ أبعدَ ما يمكن ليكونَ التنافرُ في ما بينها أقلَّ ما يمكن، وبهذا يمكنُ تحديدُ مقدار الزاوية بين الروابط في الجُزَيْء، وتوقُّعُ شكلِهِ الفراغيّ. يبيّنُ الجدولُ (4) ترتيبَ أعدادٍ مختلفة من أزواج الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة ومقدارَ الزاوية بين الروابط والشكلَ المتوقّع. حيث يشير الخط المتصل إلى الروابط في مستوى الصفحة والخط المتقطع يمثل الرابطة التي يكون اتجاهها خلف الصفحة بعيدا عن الناظر، في حين يشير الإسفين (◣) إلى الرابطة الخارجة من الصفحة باتجاه الناظر.

✓ **أتحقّق:** ما العلاقة بين عدد أزواج الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة ومقدار الزاوية بين الروابط في الجُزَيْء؟

الجدول (4): أزواج الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة ومقدارَ الزاوية بين الروابط والشكلَ المتوقّع.

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

يتّضحُ منَ الجدول أنَّه عند وجود زوجين منَ الإلكترونات الرابطة فإنّهما سيترتّبان على جانبي الذرّة المركزيّة ليكونَ التنافرُ بينَهُما أقلَّ ما يمكن، وتكونُ الزاوية بينهما (180°)، وينتج من ذلك شكلٌ **خطّيٌّ Linear** للجُزَيْء، ومثالُ ذلك جُزَيْء (BeF_2). أنظرُ إلى الشكل (5).

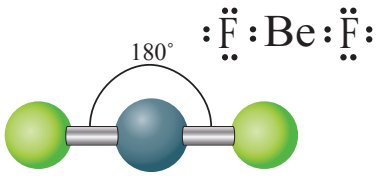
أمّا في حال وجود ثلاثة أزواج منَ الإلكترونات الرابطة حولَ الذرّة المركزيّة، فإنّها تكونُ أبعدَ ما يمكن عندما تكونُ الزاويةُ بينها (120°)، ويكون شكلُ الجُزَيْء **مثلّثًا مستويًا Trigonal Planar** كما في جزيء (BCl_3). أنظرُ إلى الشكل (6).

وإذا وُجِدت أربعةُ أزواج منَ الإلكترونات الرابطة حولَ الذرّة المركزيّة، فإنّها تترتّبُ باتّجاه زوايا رؤوس **رباعيّ الأوجه منتظم Tetrahedral** وتكونُ الزاويةُ بين الروابط (109.5°). أنظرُ إلى الشكل (7) الذي يبيّنُ الشكلَ الفراغيَّ لجزيء (CH_4).

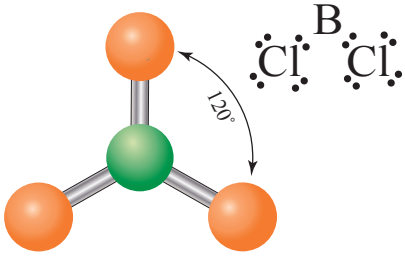
وفي حال وجود خمسة أزواج منَ الإلكترونات الرابطة حولَ الذرّة المركزيّة فإنّها تتوزّعُ باتّجاه رؤوس **هرم ثنائيّ مثلّث Trigonal Bipyramidal** وتكونُ الزاوية بين الروابط (90° , 120°)، كما في الجُزَيْء (PCl_5). أنظرُ إلى الشكل (8).

وإذا أُحيطت الذرّةُ المركزيّة بستة أزواج منَ الإلكترونات، فإنّها تتوزّعُ باتّجاه رؤوس **ثمانيّ السطوح Octahedral**، وتكون الزاوية بين الروابط (90°)، كما في الجُزَيْء (SF_6). أنظرُ إلى الشكل (9).

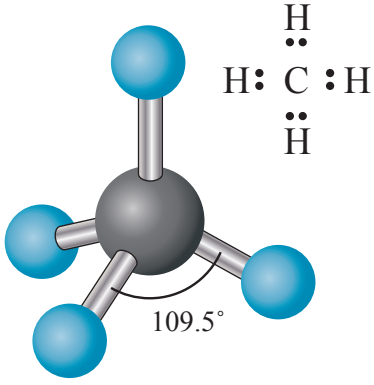
يتضح من الأمثلة السابقة أنّ جميع الذرّات المركزيّة تُكَوِّنُ روابطَ أُحاديّة وأنّها لا تمتلكُ أزواجَ إلكترونات غيرِ رابطة، فماذا لو ارتبطت الذرّاتُ بروابطَ ثنائيّةٍ أو ثلاثيّة، فهل يختلفُ الشكلُ الفراغيُّ للجُزَيْء؟ وهل يختلفُ مقدارُ الزاوية بين الروابط إذا امتلكتِ الذرّةُ المركزية أزواجَ إلكترونات غيرِ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



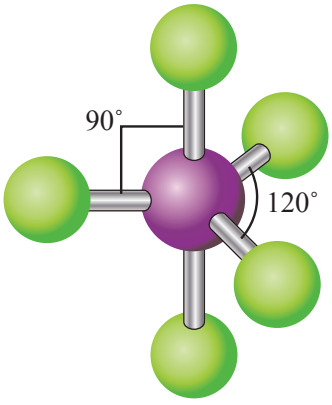
الشكلُ (5): تركيب لويس لجزيء BeF_2 وشكله الفراغي.



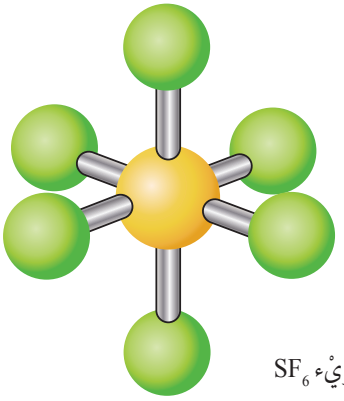
الشكلُ (6): تركيب لويس لجزيء BCl_3 وشكله الفراغي.



الشكلُ (7): تركيب لويس لجُزَيْء CH_4 وشكله الفراغي.

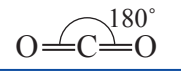
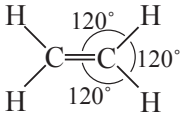
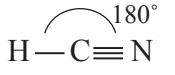
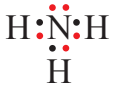
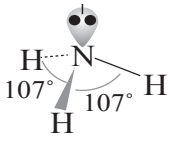
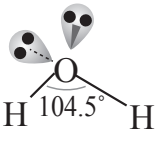


الشكلُ (8): تركيب لويس لجُزَيْء PCl_5 وشكله الفراغي.



الشكلُ (9): تركيب لويس لجُزَيْء SF_6 وشكله الفراغي.

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

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

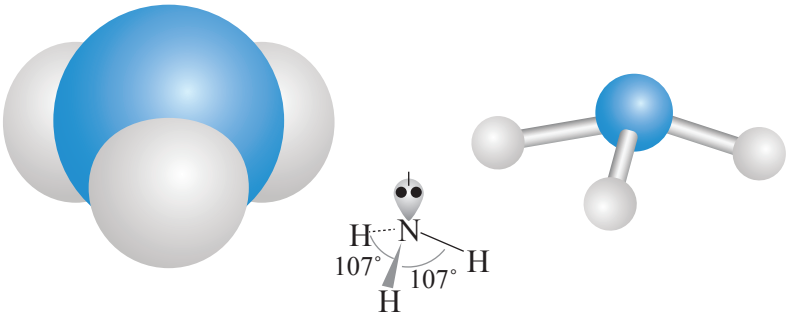
يبيّنُ الجدولُ (5) الشكلَ الفراغيَّ ومقدارَ الزاوية بين الروابط لعدد منَ الجزيئات. ألاحظ أنّ ذرّة الكربون في جُزَيْء ثاني أُكسيد الكربون (CO_2) تشترك معَ كلّ ذرّة أُكسجين بزوجين منَ الإلكترونات وَتُكَوِّنُ رابطةً ثنائيّة معَ كلّ منهما، وأنّ أزواج الإلكترونات تترتّبُ على جانبي ذرّة الكربون بزاوية (180°)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

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

وإذا نظرتُ إلى جُزَيْء سيانيد الهيدروجين (HCN) أجدُ أنّ الكربون يرتبط بذرّة النيتروجين برابطة ثلاثيّة؛ أي أنّ هناك ثلاثة أزواج منَ الإلكترونات المشتركة بينَهُما، وزوجًا منَ الإلكترونات المشتركة معَ ذرّة الهيدروجين، تترتّبُ على جانبَي ذرّة الكربون المركزيّة بزاوية (180°)، ويكون الشكلُ الناتج لجُزَيْء (HCN) خَطِّيًّا.



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



الشكلُ (10): الشكل الفراغي لجُزَيْء الأمونيا (NH_3).

تمتلكُ الذرّاتُ المركزيّة في بعض الجزيئات أزواجًا منَ الإلكترونات غيرِ الرابطة، تشغل حيّزًا حول النواة أكبر من زوج الإلكترونات الرابط؛ لأن زوج الإلكترونات غير الرابط ينجذب إلى نواة الذرة المركزية فقط، أما الزوج الرابط، فإنه ينجذب لنواتَي الذرتين المكونتين للرابطة فيشغل حيّزًا أقل، لذلك فإن تنافر أزواج الإلكترونات غير الرابطة مع الأزواج الرابطة يقلل من مقدار الزاوية بين الأزواج الرابطة عن الزاوية المتوقعة. ويمكنُ ملاحظة ذلك في كلٍّ من جزيئات الأمونيا وجزيئات الماء.

فمثلًا، تُحاط ذرّةُ النيتروجين (N) في جُزَيْء الأمونيا (NH_3) بأربعة أزواج منَ الإلكترونات كما في ذرّة الكربون في جُزَيْء الميثان (CH_4)، إلّا أنّ أحد هذه الأزواج غيرُ رابط، ويتنافرُ معَ أزواج الإلكترونات الرابطة بقوّة أكبرَ منَ التنافر بين هذه الأزواج، فيضغطها ويقلّلُ الزاوية بينها لتصبح (107°)، وهي أقلُّ منَ الزاوية بين الروابط في جُزَيْء الميثان، التي تساوي (109.5°)، ويكون الشكلُ الفراغيُّ لجُزَيْء الأمونيا **هَرَمًا ثلاثيًّا Trigonal Pyramidal** أنظرُ إلى الشكل (10).

أمّا ذرّةُ الأُكسجين في جزي الماء (H_2O) فتحاط بزوجين مِنَ الإلكترونات غيرِ الرابطة يتنافران في ما بينهما بقوّة أكبرَ منَ التنافر بين زوجي الإلكترونات الرابطة، فيضغطانهما وتقلّ الزاوية بين الرابطتين لتصبح (104.5°)، ويكون الشكلُ الفراغيُّ لجزي الماء **مُنحنيًا Bent**. أنظرُ إلى الشكل (11).

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

أتحقَّق: أقارنُ بين الجزيئات الآتيـة من حيثُ الشـكلُ الفراغيُّ ومقدارُ الزاوية بين الروابط الآتية:

SiH_4 , BF_3 , BeH_2



الشكلُ (11): الشكل الفراغي لجُزَيْء الماء.



تحليلُ رامان الطيفيّ Raman Spectroscopy

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

التجربةُ 1

أزواج الإلكترونات والأشكال الفراغيّة للجزيئات

الموادُّ والأدوات:

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

إرشاداتُ السلامة:

- أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامّة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقُفّازات.
- أستخدم الفرجار بحذر.

أصوغ فرضيتي عن علاقة عدد الإلكترونات غير الرابطة المحيطة بالذرة المركزية بقيمة الزاوية بين الروابط.

أختبر فرضيتي:

1- **أُصمّمُ نموذجًا:** أختارُ عددًا مناسبًا منَ الكرات مختلفة الحُجوم وعددًا مناسبًا منَ الوصلات، وأُصمّمُ شكلًا بنائيًّا لجُزَيْء SiF_4 ثمَّ أرسُمُ الشكلَ الناتج وأسميه.

2- **أقيسُ** مقدارَ الزاوية بين الوصلات، ثمّ أُسجِّلُها.

3- أرسم تركيب لويس للجزيء SiF_4.

4- أُعيدُ الخطواتِ السابقةَ لكلٍّ منَ الجزيئين الآتيين: NF_3 , H_2O

5- **أسجل البيانات** في جدول البيانات في كتاب الأنشطة.

التحليلُ والاستنتاج:

1- **أضبط المتغيرات** أحدد المتغير المستقل والمتغير التابع وعامل تم ضبطه في التجربة.

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

3- **أصدر حكمًا:** أوضح إذا توافقت نتائجي مع فرضيتي أم لا.



أبحثُ: أرجع إلى مواقعَ إلكترونيّة مناسبة عبرَ الإنترنت، وأبحثُ عن توزيع أزواج الإلكترونات حولَ الذرّات في كلٍّ من: (NO_2 , SO_3 , PO_4^{3-}) والأشكال الفراغيّة لكلٍّ منها، ثم أكتبُ تقريرًا بذلك، أو أُصمّمُ عرضًا تقديميًّا عن الموضوع، بإشراف معلّمي/ معلمتي ثم أشاركه مع زملائي/ زميلاتي في الصفّ.

مراجعةُ الدرس

1 - **الفكرةُ الرئيسةُ:** أُوضِّحُ سببَ اختلاف الأشكال الفراغية للجُزَيئات.

2 - أوضّحُ المقصودَ بكلٍّ من: مستوى التكافؤ، الرابطة التناسقيّة، أزواج الإلكترونات غير الرابطة، نظريّة تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ.

3 - أكتب تركيبَ لويس وأستنتج الأشكالَ الفراغيّة لكلٍّ مما يأتي:

أ . ثاني أكسيد الكبريت SO_2.

ب . رباعي كلورو ميثان CCl_4.

جـ. أيون الهيدرونيوم H_3O^+.

4 - **أُفسِّرُ:**

يختلف مقدار الزاوية بين الروابط في الجزيئات (H_2O , NH_3 , CH_4)، على الرغم من أنّ الذرّة المركزيّة في كلٍّ منها تُحاط بأربعة أزواج منَ الإلكترونات.

5 - **أقارن:** عنصران افتراضيان ($_5X$, $_7Y$)، يرتبطُ كلٌّ منهما معَ الهيدروجين مُكوِّنًا الصيغة (XH_3 , YH_3).

أقارن بين الجزيئين من حيث:

أ . تركيب لويس لكلٍّ منهما.

ب . الشكل الفراغيّ لكلٍّ منهما.

جـ. مقدار الزاوية بين الروابط في كلٍّ منهما.

د . امتلاك أزواج إلكترونات غير رابطة.

6 - **السبب والنتيجة.** لماذا يكون لجُزَيْء ثاني أُكسيد الكربون CO_2 شكلٌ خطّيّ، ولجُزَيْء الماء H_2O شكلٌ مُنحَنٍ.

الروابط والأفلاك المتداخلة
Bonds and Overlapped Orbitals

الفكرةُ الرئيسة:

تنشأ الرابطةُ المشتركة نتيجة تداخل أفلاك التكافؤ نصفِ الممتلئة بالإلكترونات، ليصبح الفلَكُ المتداخلُ مُمتلِئًا ويحتوي إلكترونين.

نتاجاتُ التعلُّم:

- أوضحُ مفهومَي التهجين والأفلاك المُهجَّنة.
- أميزُ بين الرابطتين: (سيجما) و(باي).
- أتوصلُ إلى تحديد قطبيّة الجُزَيْء.

المفاهيمُ والمصطلحات:

نظريّة رابطة التكافؤ
Valence Bond Theory

الكثافة الإلكترونيّة
Electronic Density

التهجين Hybridization

الأفلاك المُهجَّنة Hybrid Orbitals

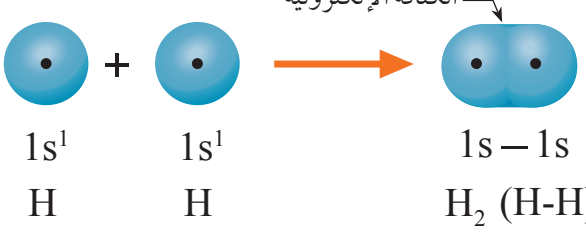
العزم القطبي Dipole Moment

نظريّة رابطة التكافؤ Valence Bond Theory

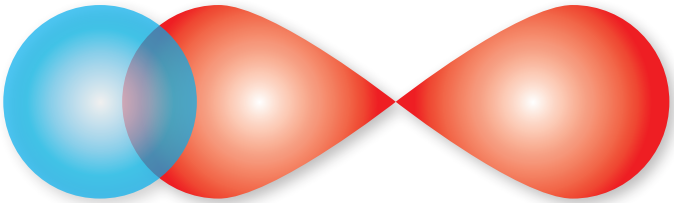
فسّرت نظريّة تنافر أزواج الإلكترونات تكوينَ الروابط بين الذرّات المختلفة في الجُزَيْء والزوايا في ما بينها، وتمكّنت منَ التنبُّؤ بأشكال الجزيئات، إلّا أنّها لم توضّح كيفيّة توزُّع الإلكترونات في الأفلاك وَفْقًا للنظرية الميكانيكيّة الموجيّة، ما دعا العلماء إلى البحث في كيفيّة تكوين الروابط وتوزيع الإلكترونات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

تداخُلُ أفلاك مستوى التكافؤ Valence Orbitals Overlap

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



الشكلُ (12): تداخل فَلَكَيْ s لتكوين رابطة تساهمية من النوع سيجما.



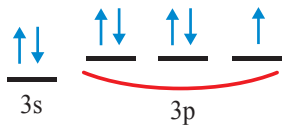
الشكلُ (13): تداخل فلك s مع الفلك p لتكوين رابطة تساهمية من النوع سيجما.

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

وتفسِّرُ النظريّةُ أيضًا الرابطةَ التساهميّة في جُزَيْء الكلور (Cl_2)، فالتوزيعُ الإلكترونيّ لمستوى تكافؤ ذرّة الكلور هو ($3s^23p^5$)، وبحسب قاعدة هوند يوجد إلكترونٌ منفرد واحد في أفلاك (3p) كما يتّضح منَ التركيب الإلكترونيّ لذرّة الكلور في الشكل (14)، وعند ارتباط ذرّتَي الكلور يتداخلُ الفلكان (3p) نصفُ الممتلئين من كلتا الذرّتين على طول المحور الواصل بين نواتَي الذرّتين (رأسًا لرأس)؛ حيث تتركَّزُ الكثافة الإلكترونيّة في تلك المنطقة بين الذرّتين، وينجذبُ الإلكترونان نحوَ نواتَي الذرّتين، وتنشأُ نتيجةً لذلك رابطة تساهمية من النوع سيجما. في جُزَيْء (Cl_2). أنظرُ إلى الشكل (15).

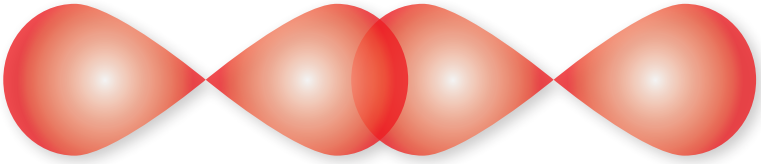
التركيب الإلكترونيّ

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



توزيعُ هوند

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



الشكلُ (15): تداخل فَلَكَي p لتكوين رابطة تساهمية من النوع سيجما.

أمّا في الجزيئات التي تحتوي روابطَ ثنائيّة، مثل الأُكسجين (O_2) فيحدثُ نوعان منَ التداخل بين الأفلاك، بالنظر إلى التركيب الإلكتروني لذرّة الأُكسجين يكون التوزيع الإلكترونيّ لمستوى التكافؤ هو ($2s^2 2p^4$)، وبحسب قاعدة هوند فهو يحتوي إلكترونين منفردين في أفلاك 2p كما في الشكل (16)، ولتكوين الرابطة الثنائيّة يحدث نوعان منَ التداخل بين فَلَكَي (2p) من كلِّ ذرّة كما يأتي:

النوع الأول: يتداخلُ فلكا P رأسًا لرأس على امتداد المحور الواصل بين نواتَي الذرتين وتتركَّزُ الكثافة الإلكترونيّة بين النواتين، وتنشأُ رابطةٌ تساهميّة منَ النوع سيجما (σ) كما في الشكل (17). وينطبقُ ذلك على جميع الروابط التي تنشأُ بالطريقة نفسِها.

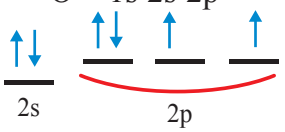
النوع الثاني: يتداخلُ الفلكان (p) المتعامدان على الفلكين الذين شكلا الرابطة سيجما جانبيًّا، وتتوزَّعُ الكثافةُ الإلكترونيّة على جانبَي المحور الواصل بين نواتَي الذرّتين، وتنشأُ رابطةٌ تساهميّة منَ النوع باي (π) كما يتّضح في الشكل (18). أي أن الرابطة الثنائيّة في جُزَيْء الأُكسجين (O_2) تتكون منَ رابطة من النوع سيجما (σ) والثانية منَ النوع باي (π).

ينطبقُ ذلك على الرابطة الثلاثيّة في جُزَيْء النيتروجين (N_2) فتنتجُ الرابطةُ سيجما (σ) من تداخل أفلاك (p) على المحور الواصل بين نواتَي الذرّتين، في حين تتكوّنُ الرابطتان الأُخريان منَ التداخل الجانبيّ لأفلاك (p)، وتنشأُ نتيجةَ ذلك رابطتان منَ النوع باي (π). ويبين الشكل (19) الروابط سيجما وباي في جُزَيْئَي الأكسجين والنيتروجين.

✓ **أتحقَّق:** أُحدِّدُ عددَ الروابط سيجما (σ) وباي (π) في كلٍّ من جُزَيْء النيتروجين (N_2)، وجُزَيْء الأكسجين O_2.

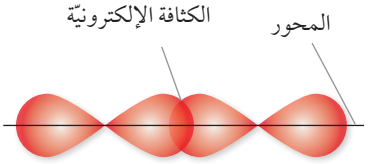
التركيب الإلكترونيّ

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

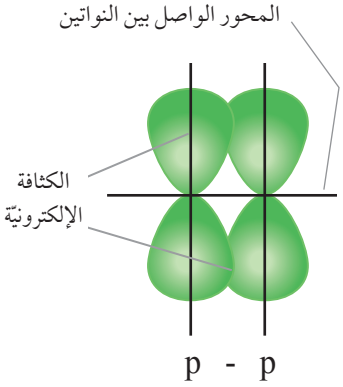


توزيعُ هوند

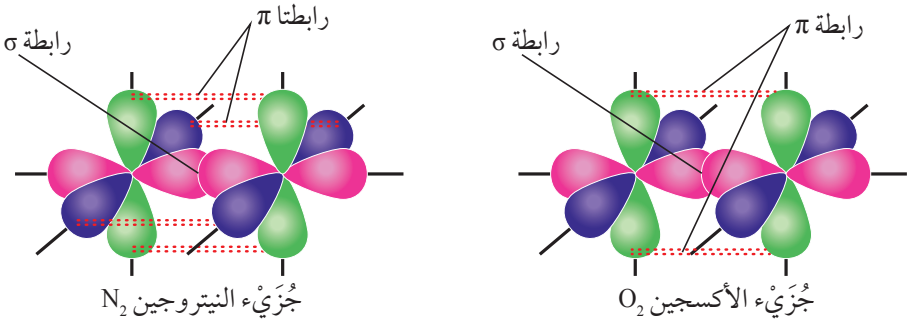
الشكلُ (16): التركيبُ الإلكترونيُ لذرّةِ الأكسجين، وتوزيع هوند.



الشكلُ (17): تداخل رأسي لفلكَي p لتكوين الرابطة سيجما.



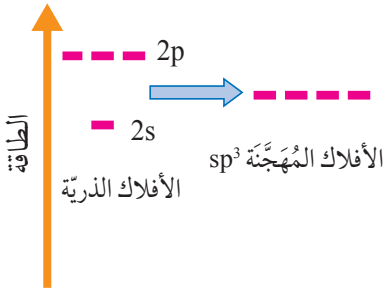
الشكلُ (18): تداخل جانبي لفلكَي p لتكوين الرابطة باي.



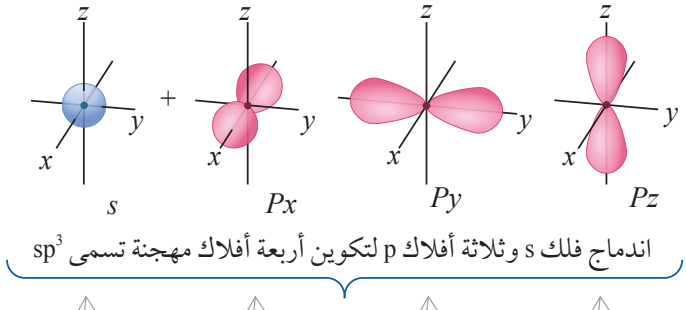
الشكلُ (19): الروابط سيجما وباي في جُزَيْئَي الأكسجين O_2 والنيتروجين N_2.

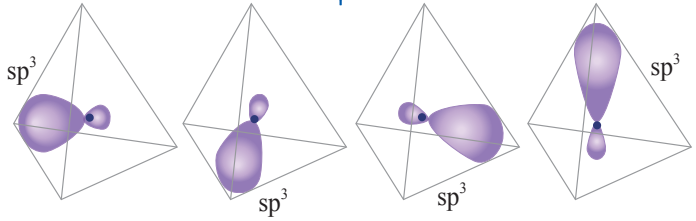
التهجين والأفلاك المُهجَّنة Hybridization and Hybrid Orbitals

تشيرُ الدراساتُ إلى أنّ بعض الجزيئات لا يتوافق تركيبُها أحيانًا معَ الحقائق التي جاءت بها النظريتان السابقتان، مثل مقدار الزاوية بين الروابط أو عدد الروابط التي يمكن للذرّة أن تكوِّنَها كما في جُزَيْء الميثان (CH_4)، فبالرجوع إلى تركيب ذرّة الكربون نجد أنّ مستوى التكافؤ فيها يحتوي إلكترونين منفردين في أفلاك 2P ما يشيرُ إلى قدرتها على تكوين رابطتين تكون الزاوية بينهما 90° إلّا أنّها تكوِّنُ في الواقع أربعَ روابط معَ الهيدروجين (C-H)، وتكون الزاوية بين الروابط 109.5° درجة، ولتفسير ذلك افترضَ العلماءُ أنّ ذرّة الكربون تستخدِمُ أفلاكًا تختلفُ عن الأفلاك الذريّة التي تظهرُ في تركيب الذرّة الإلكترونيّ، وهي أفلاكٌ تنشأ نتيجة حدوث اندماج بين أفلاك التكافؤ في الذرّة نفسِها في عمليّة تسمّى **التهجين Hybridization** وتعني اندماجَ أفلاك مستوى التكافؤ في الذرّة نفسِها لينتجَ منه أفلاكٌ جديدة متماثلة في الشكل والطاقة ومختلفة في الاتجاه الفراغي لكنها تختلف عن الأفلاك الذريّة في الشكل والطاقة والاتجاه تسمّى **الأفلاكَ المُهجَّنة Hybrid Orbitals** ويبيّن الشكلُ (20/ أ، ب) مثالًا على اختلاف طاقة الأفلاك المُهجَّنة وشكلِها عنِ الأفلاك الذريّة. ويعتمد نوعُ التهجين على عدد أزواج الإلكترونات المحيطة بالذرّة المركزيّة، وعدد الأفلاك المُهجَّنة اللازمة لتكوين روابطَ تساهميّةٍ منَ النوع سيجما. سأتعرّفُ في ما يأتي بعض أنواع التهجين.

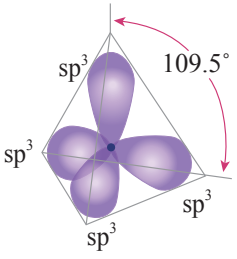


الشكلُ (20/ أ) مقارنة طاقة الأفلاك قبل وبعد التهجين.

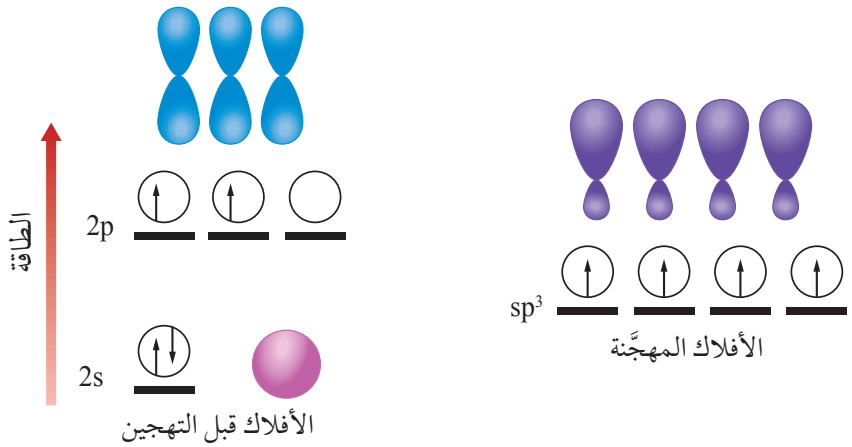




الشكلُ (20/ ب) تكوين الأفلاك المهجنة sp^3



الاتجاهات الفراغية لأفلاك sp^3 المهجنة.



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

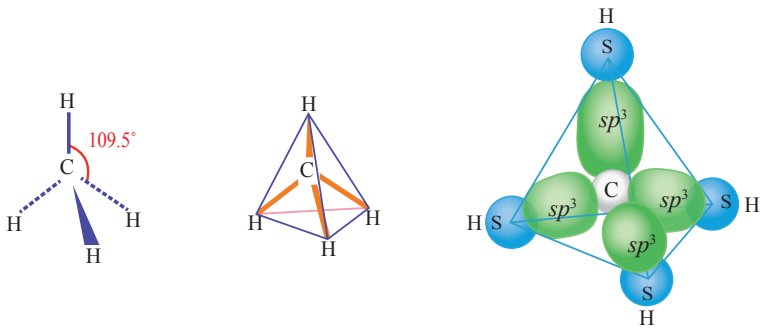
التهجين sp^3

يشيرُ التركيبُ الإلكترونيّ لذرّة الكربون، الموضّح في الشكل (21)، إلى حدوث تهجين لأفلاك مستوى تكافُئها؛ حيثُ يندمجُ الفلكُ 2s معَ ثلاثة أفلاك 2p لينتج منها أربعة أفلاك مُهجَّنة متماثلة في الشكل والطاقة، يُطلَق عليها الأفلاكُ المُهجَّنة sp^3 وَيُعاد توزيعُ إلكترونات التكافؤ على الأفلاك الأربعة لتصبح جميعُها نصفَ ممتلئة بالإلكترونات، ثمّ يتداخل كلُّ فلك منها معَ الفلك 1s من ذرّة الهيدروجين لتكوين أربع روابطَ أحاديّةٍ متماثلة منَ النوع سيجما كما يبيّنُ الشكلُ (22).

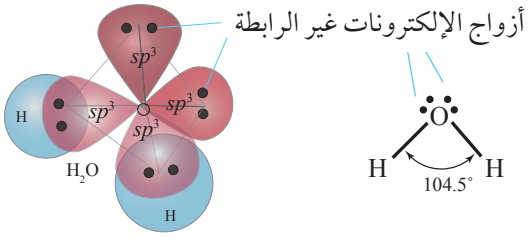
ويفسِّرُ ذلك الشكلُ الفراغيّ لجُزَيْء (CH_4)؛ حيث تتوزَّعُ أربعة أزواج منَ الإلكترونات الرابطة باتّجاه رؤوس رباعيّ الأوجه مُنتظَمٍ وتكون الزاوية بين الروابط (109.5°).

ويمكن تفسيرُ الروابط في جُزَيْء الماء (H_2O) في ضَوء التهجين sp^3 فذرّةُ الأُكسجين تمتلكُ إلكترونين منفردين في مستوى التكافؤ في

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



الشكلُ (22): الأفلاك المتداخلة لتكوين الروابط في جزيء CH_4.



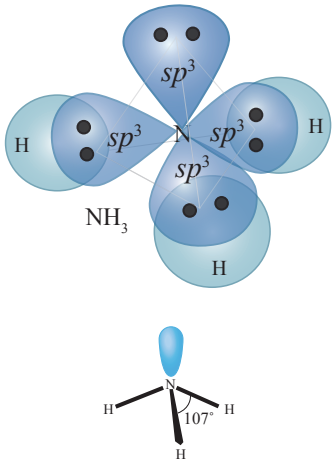
الشكلُ (23): الأفلاك المتداخلة لتكوين الروابط في جزيء H_2O.

• أحدّد أنواع الأفلاك المُكوِّنة للرابطة (O-H).

الأفلاك 2p كما يشيرُ توزيعُها الإلكترونيّ ($2s^2 2p^4$)، وبناءً على هذا، يُفترَضُ أنّ أفلاكَ 2p تشاركُ في تكوين الرابطة (O-H) والزاوية بين الرابطتين في جُزَيْء الماء (90°)، إلّا أنّها (104.5°) في الواقع، وهي أقربُ إلى الزاوية (109.5°) الناتجةِ منَ الأفلاك المُهجَّنة sp^3 وذلك يفسِّرُ أنّ ذرّة الأكسجين تستخدِمُ أفلاكًا مُهجَّنة منَ النوع sp^3 لتكوين الرابطة (O-H) في جُزَيْء الماء. ونظرًا إلى وجود زوجين منَ الإلكترونات غيرِ الرابطة حولَ ذرّة الأُكسجين، فإنّ الشكلَ الفراغيّ لجُزَيْء الماء يُشتَقُّ من شكل رباعيّ الأوجه المُنتظَم ليكوِّنَ شكلًا مُنحنِيًا كما في الشكل (23).

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

✓ **أتحقَّق:** ما نوعُ التهجين في الذرّات المركزيّة لكلٍّ منَ الجزيئات (NF_3 , OF_2)؟ ما الشكلُ الفراغيُّ لكلٍّ من هذه الجزيئات؟

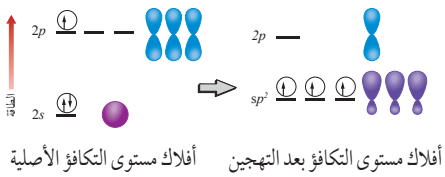


الشكلُ (24): الأفلاك المتداخلة لتكوين الروابط في جزيء NH_3.

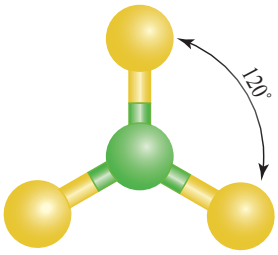
أُفكِّر: ما نوع التهجين المتوقّع لذرّة الفسفور (P) في الجُزَيْء PCl_3؟

التهجين sp^2

يحدث التهجينُ sp^2 نتيجة اندماج فلك s معَ فلكين p في مستوى التكافؤ للذرّة المركزيّة، فمثلا في جزيء BF_3 بالرجوع إلى التوزيع الإلكترونيّ لمستوى التكافؤ لذرة البورون الموضح في الشكل (25) ألاحظ أنه يوجد إلكترون منفرد واحد في أفلاك 2p وحتى ترتبط ذرة البورون بثلاث ذرات فلور يندمجُ فلك 2s معَ فلكين من 2p وينتج ثلاثة أفلاك مُهجَّنة منَ النوع sp^2 تتوزَّعُ عليها إلكتروناتُ التكافؤ للذرّة ويصبح هناك ثلاثة إلكترونات منفردة يمكنُها تكوين ثلاث روابط تساهمية من النوع سيجما تكونُ الزاوية بين كل منها (120°) ويكون الشكل الفراغي للجزيء مثلثا مستويا كما هو موضّحٌ في الشكل (26).



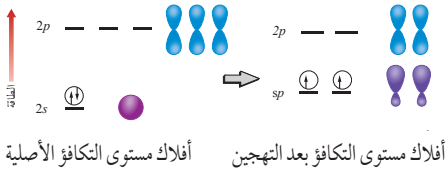
الشكلُ (25): توزيع الإلكترونات في أفلاك ذرّة البورون قبل التهجين وبعده.



الشكلُ (26): الشكل الفراغي الجُزَيْء BF_3.

التهجين sp

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



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

✓ **أتحقَّق:** ما نوعُ الأفلاك المُهجَّنة التي تستخدِمُها الذرّاتُ المركزيّة في كلٍّ منَ الجزيئات $(BeCl_2 , BH_3)$؟



الشكلُ (28): تداخل الأفلاك بين الذرات في جزيء BeH_2.

أُحَدِّدُ الأفلاكَ المُندمجة لتكوين التهجين sp في ذرّة البيريليوم Be.

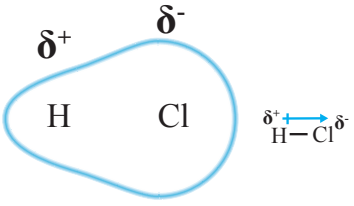
قطبيّة الجزيئات Polarity of Molecules

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

تعتمـدُ قطبيّـة الرابطـة علـى الفـرق فـي السـالبيّة الكهربائيّـة بيـن الذرّتيـن المكوّنتيـن للرابطـة، فتـزدادُ بزيـادة فـرق السـالبيّة الكهربائيّة. وتقـل بنقصانـه.

وبسبب وجود روابطَ قطبيّةٍ في الجزيئات فإنّها قد تكون قطبيّة؛ أي أنّها تمتلكُ **عزمًا قطبيًّا** **Dipole Moment** وهو مقياسٌ كمّيٌّ لمدى توزّع الشحنات في الجُزَيْء، وتقاس بوحدة الديباى (D)، وبناءً على ذلك يكونُ الجُزَيْء HCl قطبيًّا، في حين يكونُ الجُزَيْء Cl_2 غيرَ قطبي.

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



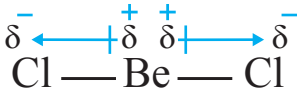
الشكلُ (29): قطبية الرابطة في جزيء HCl.

أطرح سؤالا تكون إجابته: يختلف توزيع الكثافة الإلكترونية باختلاف السالبية الكهربائية.

رابطتيه تلغي إحداهُما الأُخرى، وبذلك يكونُ العزمُ القطبيُّ للجُزَيْء صفرًا، ويكونُ الجُزَيْء غيرَ قطبيّ. أنظرُ إلى الشكل (30).

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

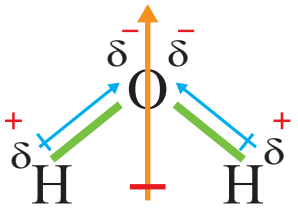
يتّضح ممّا سبق أنه على الرغم من قطبيّة الروابط في كلٍّ منَ الجزيئين (H_2O) و ($BeCl_2$)، فإنّ الجُزَيْء (H_2O) قطبيٌّ، في حين أنّ الجُزَيْء ($BeCl_2$) غير قطبيّ؛ وذلك بسبب اختلاف الشكل الفراغيّ لكلٍّ منهما؛ ما يعني أنّ قطبيّة الرابطة ليست شرطًا كافيًا ليكونَ الجُزَيْء قطبيًّا. يبيّنُ الجدولُ (7)العلاقةَ بين الشكل الفراغي للجُزَيْء وقطبيّته.



محصلة قطبية الروابط = صفر

الجُزَيْء غير قطبي.

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



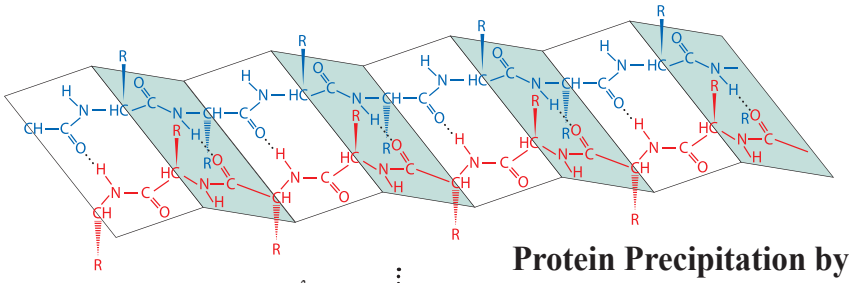
الشكلُ (31): العزم القطبي لجُزَيْء H_2O.

✓ **أتحقَّق** أحدّد ممّا يأتي الجُزَيْء الذي لهُ عزمٌ قطبيّ:

CH_3Cl , BCl_3 , $BeFCl$, NH_3

الجدول (6): العلاقةُ بين الشكل الفراغي للجُزَيْء وقطبيّته.

الصيغة العامّة للجُزَيْء حيث A ذرة مركزية.	الشكل الفراغيّ	قطبيّة الجُزَيْء
AX_2	خَطّي	غيرُ قطبيّ
AXY	خَطّي	قطبيّ
AX_2	مُنحَنٍ	قطبيّ
AX_3	مثلّثٌ مستوٍ	غيرُ قطبيّ
AX_2Y	مثلّثٌ مستوٍ	قطبيّ
AX_3	هَرَمٌ ثلاثيّ	قطبيّ
AX_4	رباعيُّ الأوجه منتظم	غيرُ قطبيّ
AX_3Y	رباعيُّ الأوجه منتظم	قطبيّ



تركيبُ سلاسل البروتين

الربطُ بالعلوم الحياتية

ترسيبُ البروتين بالتمليح Protein Precipitation by Salting

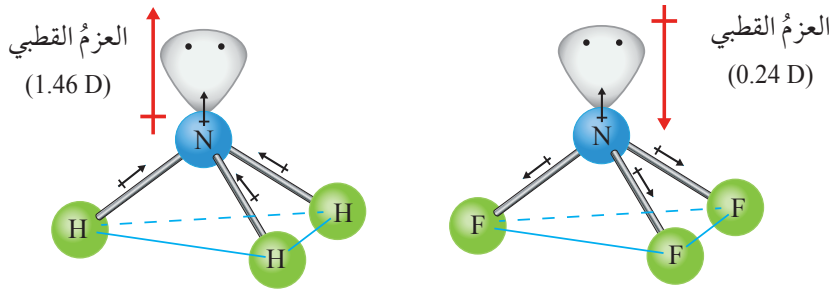
تتميّزُ البروتيناتُ باحتوائها على مجموعات قطبيّة، مثل NH و CO و NH_2 و COOH و OH، وعند استخلاصها منَ الخلايا، فإنّ مجموعاتِها القطبيّةَ تنجذبُ نحو جُزيئات الماء القطبيّة وترتبط بها مكوّنةً محلولًا غرويًّا، ولاستخلاص هـذه البروتينات منَ المحلول تُضافُ بعضُ الأمـلاح إلى المحلول، مثل كبريتات الأمونيوم $(NH_4)_2SO_4$، التي تذوب فيه وتنجذب أيوناتُها الناتجة نحو الأطراف القطبيّة للماء وترتبط بها بدلًا منَ المجموعات القطبيّة لسلاسل البروتينات؛ فيسبّب تحرُّرَ هذه السلاسل وانجذابها نحو بعضها بعضًا، فتنشأ بينها روابطُ هيدروجينيّة وتترسَّب بسبب زيادة كتلتها المولّية؛ وبهذا يجري عزلُ البروتينات وترسيبُها.

أبحثُ: أرجع إلى مواقعَ إلكترونيّةٍ مناسبة عبرَ الإنترنت، وأبحثُ عن قطبية الجزيئات SO_2 و NO_2 و NOCl ثم أكتبُ تقريرًا بذلك، أوْ أُصَمِّمُ عرضًا تقديميًّا عن الموضوع، بإشراف معلّمي/ معلمتي ثم أشاركه مع زملائـي/ زميلاتي في الصفّ.

أثرُ أزواج الإلكترونات غير الرابطة في قطبيّة الجُزَيْء

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

أتحقَّق أُفَسِّرُ: العزمُ القطبيُّ للجُزَيْء NH_3 أكبرُ مِنَ العزم القطبيِّ للجُزَيْء NF_3.



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

التجربة 2

الأشكال الفراغيّة للجزيئات وقطبيتها

الموادُّ والأدوات:

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

إرشاداتُ السلامة:

- أتَّبِعُ إرشاداتِ السلامةِ العامّة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ.
- أتوخّى الحذر عند استخدام المِقصّ والمِشرط.

خطواتُ العمل:

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

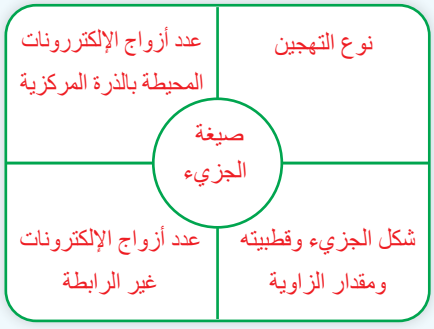
الصيغة العامّة للجُزَيْء	نوع التهجين في الذرّة المركزيّة	الشكل الفراغيّ للجُزَيْء	مقدار الزاوية بين الروابط	عدد أزواج الإلكترونات المحيطة بالذرّة المركزيّة	عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة	أمثلة لجزيئاتٍ	
						قطبيّة	غير قطبيّة
AX_2							$BeCl_2$
				4			
AX_3	sp^2						
						NH_3	
AX_4					0		

2- أرسم لوحةً جداريّةً مِنَ الكرتون كما في الشكل المجاور.

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

4- أدوِّنُ المعلوماتِ المتعلّقةَ بالشكل في المكان المخصّص له.

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



التحليلُ والاستنتاج:

1- أُحَدِّدُ أشكالَ الجزيئات التي تكون دائمًا قطبيّة.

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

3- **أُفَسِّرُ** العلاقةَ بين قطبيّة الروابط وقطبيّة الجُزَيْء.

4- **أستنتجُ** العلاقةَ بين قطبيّة الجُزَيْء وشكله الفراغيّ.

مراجعةُ الدرس

1 - **الفكرةُ الرئيسة:** أُوضِّحُ مُبَرِّرات نظريّة التهجين.

2 - أُوَضِّحُ المقصودَ بكلٍّ من: التهجين، العزم القطبيّ.

3 - **أقدّم دليلًا** على استِخدام ذرّة الأُكسجين في جُزَيْء الماء أفلاكًا مُهجَّنة مِنَ النوع sp^3.

4 - **أُفَسِّرُ:**

أ . الجُزَيْء NF_3 قطبي في حين الجُزَيْء BF_3 غير قطبي.

ب . العزمُ القطبيُّ لجُزَيْء الماء (H_2O) أكبرُ مِنَ العزم القطبيِّ للجُزَيْء (OF_2).

5 - **أقارن:** إذا علمتُ أنَّ العنصرين $({}_4X , {}_8Y)$ يرتبطُ كلٌّ منهما بالهيدروجين مكوِّنًا الصيغتين (XH_2, YH_2)، فأجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

أ . أكتُبُ تركيبَ لويس لكلٍّ منهما.

ب . أرسُمُ شكلَ كلٍّ منهما الفراغيَّ.

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

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

هـ. أُحَدِّدُ الجُزَيْء الذي له عزمٌ قطبيّ.

6 - يُستخدمُ الأستيلين في قصّ الفلزات وَلِحامِها في وُرَشِ تصليحِ هياكل السيارات.
أدرسُ جُزَيْء الأستيلين $(CH{\equiv}CH)$، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

أ . **أتوقَّعُ** نوعَ التهجين الذي تستخدمُهُ كلٌّ مِن ذرّتَي الكربون في الجُزَيْء.

ب . **أستنتج** عددَ الروابط سيجما وباي في الجُزَيْء.

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

$(C{\equiv}C), (C\text{-}H)$

7 - **أصممُ استقصاءً:** يعتقد طلبة الصف الحادي عشر أن قطبية الجُزَيْء ترتبط بالشكل الفراغي له.
أصوغ فرضية عن العوامل التي تؤثر في قطبية الجُزَيْء، وأصمم استقصاءً لاختبار فرضيتي، مستعينًا بمصادر المعرفة الموثوقة المتوافرة لدي.

القوى بين الجزيئات
Intermolecular Forces

الفكرةُ الرئيسة :

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

نتاجاتُ التعلُّم :

- أتوصلُ إلى المفاهيم الأساسيّة المتعلّقة بالقوى بين الجزيئات.
- أتعرفُ أنواعَ قوى التجاذب بين الجزيئات.
- أستكشفُ أثرَ قوى التجاذب بين الجزيئات في الخصائص الفيزيائيّة للموادّ.

المفاهيمُ والمصطلحات :

القوى بين الجزيئات
Intermolecular Forces
الرابطة الهيدروجينيّة
Hydrogen Bond
قوى ثنائيّة القطب
Dipole-Dipole Forces
قوى لندن
London Forces

أنواع قوى التجاذب بين الجزيئات
Types of Attraction Forces between Molecules

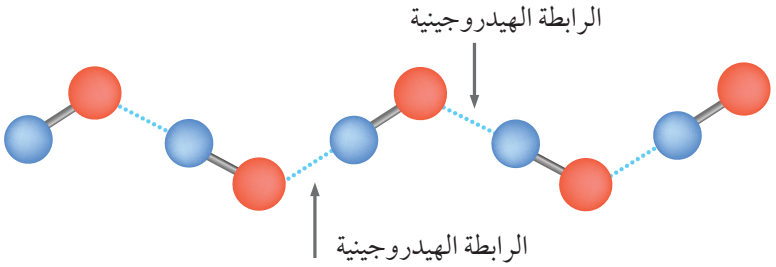
تنشأُ بين جسيمات المادّة المتجاورة (جزيئات أو ذرّات أو أيونات) قوى تجاذب تُعَدُّ المسؤولة عن خصائص المادّة، مثل: درجتَي الغليان والانصهار، ولزوجة السوائل، وغيرها، وكذلك تحوُّلاتها من حالة فيزيائيّة إلى أُخرى، فمثلًا، تكون هذه القوى ضعيفة جدًّا بين جزيئات الغاز، ما يفسِّرُ قدرتَهُ على الانتشار والتدفّق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

وهناك ثلاثةُ أنواع أساسيّة مِنَ قوى التجاذب بين الجزيئات، هي: الروابط الهيدروجينيّة، وقوى ثنائيّة القطب، وقوى لندن. سأتعرف في هذا الدرسِ هذه القوى وأثرَها في الخصائص الفيزيائيّة للموادّ المختلفة.

الروابط الهيدروجينيّة Hydrogen Bonds

تنشأُ **الرابطةُ الهيدروجينيّةُ** **Hydrogen Bond** بين الجُزَيئات التي تحتوي ذرّة هيدروجين ترتبط في الجُزَيْء برابطة تساهميّة بإحدى الذرّات ذات السالبيّة الكهرَبائيّة العالية، مثل: الفلور، والأُكسجين، والنيتروجين كما في الجزيئات (NH_3 , H_2O , HF).

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



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

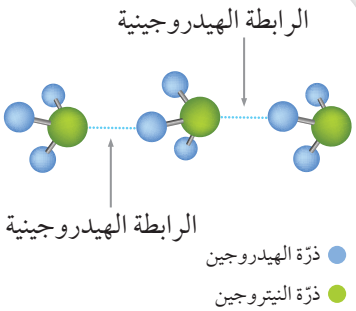
ذرّة الفلور
ذرّة الهيدروجين

الهيدروجين ذاتَ شِحنة جزئيّة موجبة (δ^+)، وتكون قطبيّة الرابطة بينهما عالية، وعند اقتراب جُزَيْئَي HF من بعضِهما، فإنّ الشِّحنة الجزئيّة الموجبة لذرّة الهيدروجين في الجُزَيْء تنجذبُ نحوَ زوج إلكترونات غير رابط في ذرّة الفلور في الجُزَيْء المجاور، وينشأُ بينهما الرابطة الهيدروجينية كما في الشكل (33).

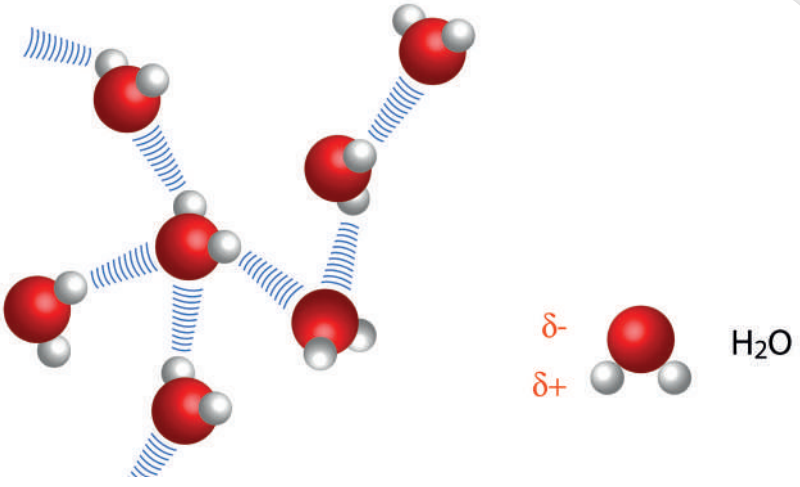
وكذلك عند اقتراب جزيئات الأمونيا من بعضِها فإنّ ذرّة الهيدروجين في الجُزَيْء الأول تنجذبُ نحو زوج الإلكترونات غيرِ الرابطة لذرّة النيتروجين مِنَ الجُزَيْء الثاني، وتنشأُ بينها رابطةٌ هيدروجينيّة كما يتّضِحُ في الشكل (34).

أمّا جزيئاتُ الماء (H_2O)، فيوجدُ زوجان مِنَ الإلكترونات غيرِ الرابطة حولَ ذرّة الأكسجين في الجُزَيْء، وذرّتا هيدروجين، يمكن لكل منها تكوين رابطة هيدروجينية مع جزيئات ماء مجاورة، وبناءً على ذلك تنشأُ شبكةٌ منَ الروابط الهيدروجينيّة بين جزيئات الماء كما يظهرُ في الشكل (35).

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



الشكلُ (34): الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الأمونيا.



الشكلُ (35): الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء.

أفكّر: على الرغم من أنّ الرابطة الهيدروجينيّة بين جزيئات (HF) أقوى منها بين جزيئات الماء، إلا أن درجة غليان الماء (H_2O) أعلى من درجة غليان (HF). أفسر ذلك.

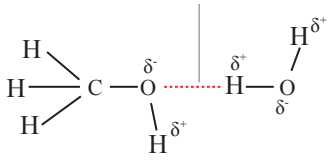
الجدول (7): طاقة الرابطة الهيدروجينيّة في بعض الجزيئات.

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

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

وَتُعَدُّ طاقةُ الرابطة مقياسًا لقوّة الرابطة، فمثلًا، طاقة الرابطة الهيدروجينيّة بين جزيئات فلوريد الهيدروجين (HF) أكبرُ من مثيلاتها بين كلٍّ من جزيئات الماء وجزيئات الأمونيا كما يتّضح منَ الجدول (7).

الرابطة الهيدروجينية



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

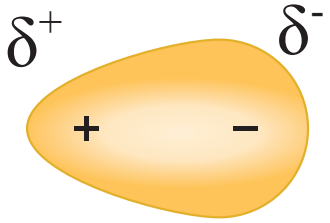
كما تنشأُ الرابطة الهيدروجينيّة بين جزيئات مختلفة، فمثلًا، عند إذابة الميثانول (CH_3OH) في الماء، فإنّ جزيئاته ترتبطُ بجزيئات الماء برابطة هيدروجينيّة كما في الشكل (36).

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

أبحثُ: أرجع إلى مواقعَ إلكترونيّةٍ مناسبة عبرَ الإنترنت، وأبحثُ عن دور الرابطة الهيدروجينيّة في بناء شريط الحِمض النوويّ الرايبوزيّ منقوصِ الأُكسجين Deoxyribonucleic Acid (DNA) ثم أكتبُ تقريرًا بذلك، أو أُصَمِّمُ عرضًا تقديميًّا عن الموضوع، بإشراف معلّمي/ معلمتي ثم أشاركه مع زملائي/ زميلاتي في الصفّ.

القوى ثنائيّة القطب Dipole-Dipole Forces

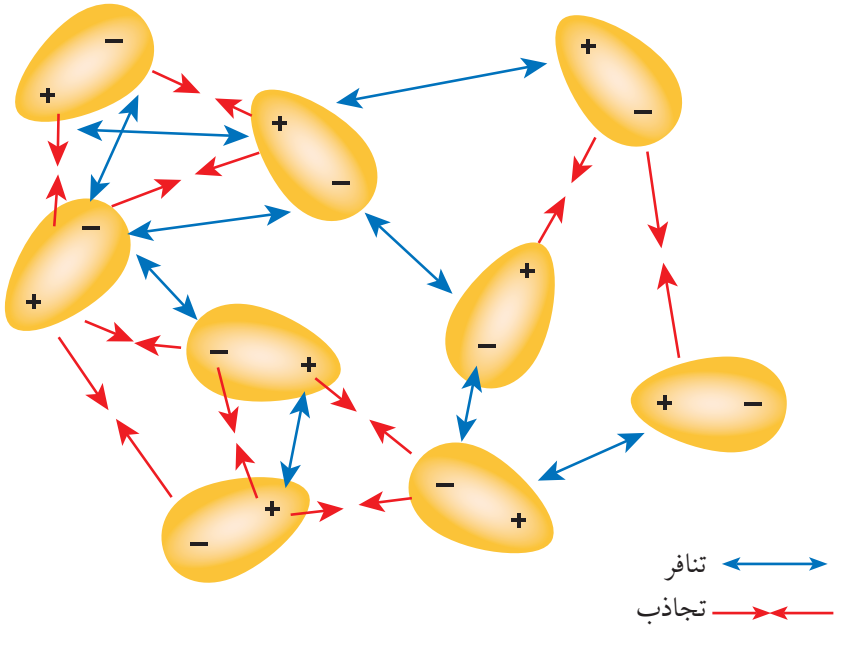
عرفتُ في ما سبق أنّ للعديد مِنَ الجزيئات عزمًا قطبيًّا، وتوصف بأنّها جزيئات قطبيّة، وهذا يعني أنّ الكثافة الإلكترونيّة تتوزّعُ على طرفَي الجُزَيْء توزُّعًا غير متجانس، فتظهرُ على أحد الطرفين شِحنة جزئيّة سالبة، في حين تظهرُ على الطرف الآخر شِحنة جزئيّة موجبة، وتسمّى هذه الجزيئات ثنائيّةَ القطب. أنظرُ إلى الشكل (37).



الشكلُ (37): الجُزَيْء ثنائي القطب.

ينشأُ تجاذبٌ بين الطرف السالب للجُزَيْء والطرف الموجب لجزيء مجاور، وتتكوّنُ نتيجةً لذلك شبكةٌ من قوى التجاذب بين هذه الجزيئات يُطلقُ عليها **القوى ثنائيّة القطب Dipole-Dipole Forces** إضافةً إلى هذه القوى ينشأُ تنافرٌ بين الأطراف المتماثلة الشِّحنة للجزيئات، إلّا أنّ ترتيبَ الجزيئات وقوى التجاذب الناشئة بينها يتغلَّبُ على قوى التنافر؛ فيبقي الجزيئاتِ مُتماسِكة ومُنجذِبة نحوَ بعضِها في الحالتين السائلة والصُّلبة. أنظرُ إلى الشكل (38).

يتّضحُ ممّا سبق أنّ القوى ثنائيّة القطب تنشأُ بين الجزيئات القطبيّة، مثل BF_2Cl , $CHCl_3$,HCl ويزداد تأثيرُ هذه القوى بزيادة العزم القطبيّ للجُزَيْء، وتعد الرابطة الهيدروجينية حالة خاصة من القوى ثنائية القطب.



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

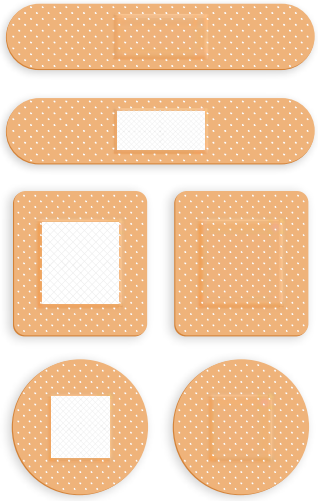
الجدولُ (8): مقارنةُ الحالة الفيزيائيّة ودرجة الغليان لبعض الموادّ.

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

تؤثر القوى ثنائية القطب في الخصائص الفيزيائيّة للموادّ، مثل الحالة الفيزيائيّة للمادّة ودرجة الغليان وغيرها، ويكون تأثيرها أقلَّ من تأثير الروابط الهيدروجينيّة، ويبيِّنُ الجدولُ (8) مقارنةَ الحالة الفيزيائيّة ودرجة الغليان لبعض الموادّ التي ترتبطُ جزيئاتُها بروابطَ مختلفة. يتّضحُ مِنَ الجدول أنّ درجة غليان الموادّ التي ترتبطُ جزيئاتُها عمومًا بروابطَ هيدروجينيّة، أعلى منها للموادّ التي ترتبطُ جزيئاتُها بالقوى ثنائيّةِ القطب، وهذا يعني عمومًا أنّ الرابطة الهيدروجينيّة أقوى من القوى ثنائيّة القطب.

الربطُ بالحياةِ

اللصقاتُ الطبيّة Medical Plasters



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

✓ أتحقَّق

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

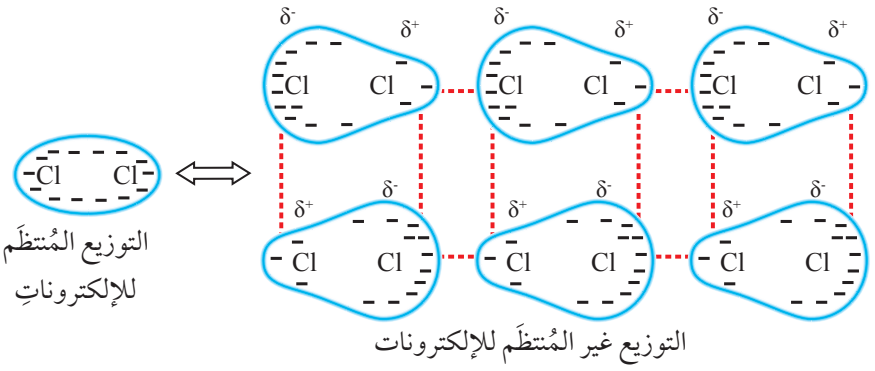
2 - **أُقارنُ.** أُرَتِّبُ الموادَّ الآتيةَ تصاعديًّا بحسب درجة غليانها:

NH_3 , CH_3OH , CH_3Cl

قوى لندن London Forces

يمكنُ للجزيئات غيرِ القطبيّة أن تكون مُتماسِكة ومُنجذِبة نحوَ بعضِها في الحالة السائلة أو الصلبة؛ ما يشيرُ إلى وجود نوع من قوى التجاذب بين هذه الجزيئات، على الرغم من أنّها لا تمتلكُ خصائص قطبيّة، وقد تمكَّنَ العالِمُ فرِتز لندن Fritz London من دراسة هذه الموادّ، فتوصّلَ إلى وجود قوى تجاذب ضعيفة تربط بين الجزيئات سُمّيت **قُوى لندن London Forces** وهي قوى تجاذب ضعيفة تنشأُ نتيجةَ الاستقطاب اللحظيّ للجزيئات أو الذرّات.

يحدثُ الاستقطابُ اللحظيُّ نتيجةَ توزيع الإلكتروناتِ غيرِ المُنتظَمِ في الجزيئات أو الذرّات، فمثلًا، جُزَيْء الكلور Cl_2 غيرُ قطبي؛ لأنّ ذرّتيهِ متساويتان في السالبيّة الكهرَبائيّة، وبسبب حركة الإلكترونات المستمرّة في الذرّة قد يزدادُ عددُ الإلكترونات في أحد أطراف الجُزَيْء عنِ الطرف الآخر في لحظة ما، فتزداد الكثافةُ الإلكترونية في ذلك الطرف ويكتسب شِحنة جزئيّة سالبة (δ^-)، وفي تلك اللحظة تظهرُ على الطرف الآخر شِحنة جزئيّة موجبة (δ^+)، ويصبح جُزَيْء الكلور (Cl_2) قطبيًّا، إلّا أنّه سرعان ما تعود الإلكتروناتُ إلى حالة التوزيع المُنتظَم ويفقد الجُزَيْء قطبيّته، ولذلك توصفُ قطبيّةُ الجزيء بالقطبيّة اللحظيّة، التي تؤثِّرُ في الجزيئات المجاورة لتنشأَ فيها قطبيّةٌ لحظيّةٌ أُخرى، وبذلك تنشأُ بين جزيئات الكلور قوى تجاذب لحظيّة كما في الشكل (39)، يُطلقُ عليها ثنائيّة القطب اللحظيّة أو قوى لندن.



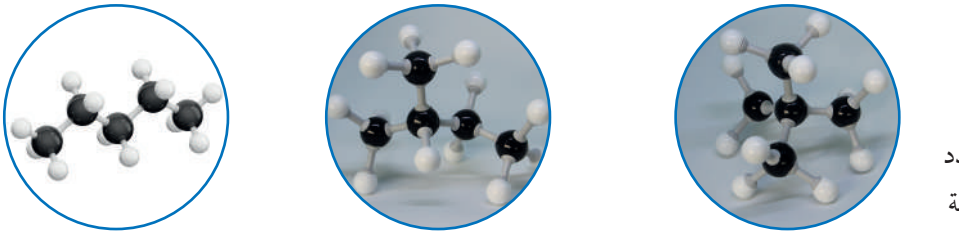
الشكلُ (39): تكوين قوى ثنائية القطب اللحظية بين جزيئات الكلور Cl_2.

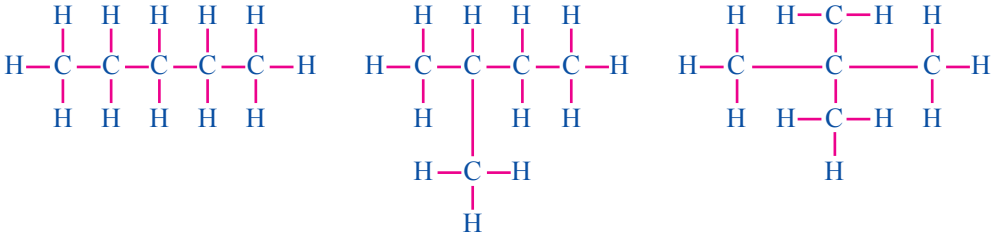
وتتكـوّن قـوى لنـدن بيـن جميـع الجزيئـات والـذرّات، إلّا أنّ تأثيرَهـا يكـون أكثـرَ وضوحًـا بيـن الجزيئـات غيـرِ القطبيّـة بسـبب عـدم وجـود قـوى تجـاذب أُخـرى بينهـا. إضافـةً إلـى الجزيئـات غيـرِ القطبيّـة فـإنّ قـوى لنـدن توجـدُ بيـن ذرّات الغـاز النبيـل، مثـل الهيليـوم والنيـون؛ حيـث يـؤدّي توزيـعُ الإلكترونـاتِ غيـرُ المُنتظَـمِ إلـى نشـوء تلـك القـوى لحظيًّـا بيـن الـذرّات. وَتُعَـدُّ قـوى لنـدن مـن أضعـف أنـواع قـوى التجـاذب، وتعتمـدُ هـذه القـوّةُ عمومًـا علـى عـدد الإلكترونـات فـي الجُـزَيْء أو كتلتـه الموليّـة، فتـزداد بزيادتهـا.

كمـا تتأثَّـرُ قـوى لنـدن بأشـكال الجزيئـات، فمثـلًا، هنـاك ثلاثـةُ مركّبـات لهـا الصيغـةُ الجزيئيّـة نفسُـها (C_5H_{12})، ولهـا الكتلـةُ الموليّة نفسُـها، إلّا أنّهـا تتفـاوتُ فـي درجـة غليانهـا وطاقـة تبخّرهـا؛ وذلك بسـبب اختـلاف توزيـع ذرّاتها فـي الجـزيء واختلاف أشـكالها كما يظهـرُ في الشـكل (40).

تكـون قـوى لنـدن فـي الجُـزَيْء الذي لـه سلسـلةٌ كربونيّـة أطولُ أقـوى منهـا في الجُـزَيْء الذي لـه سلسـلةٌ أقصر؛ وذلك بسـبب زيادة فرصـة التجـاذب على طول السلسـلة.

أستخـدم برنـامجَ صانـع الأفـلام (Movie Maker)، وَأُصَمِّـمُ فيلـمًا أشرحُ فيـه قـوى التجـاذب بـين الجزيئـات، ثـمّ أعرضـه عـلى زملائي/ زميـلاتي في الصـف.





اسم المركب:	2، 2- ثنائي ميثيل بروبان	2- ميثيل بيوتان	بنتان
درجة الغليان:	9.5 ˚C	28 ˚C	36 ˚C
طاقة التبخر:	22.8 kJ\mol	24.7 kJ\mol	25.8 kJ\mol

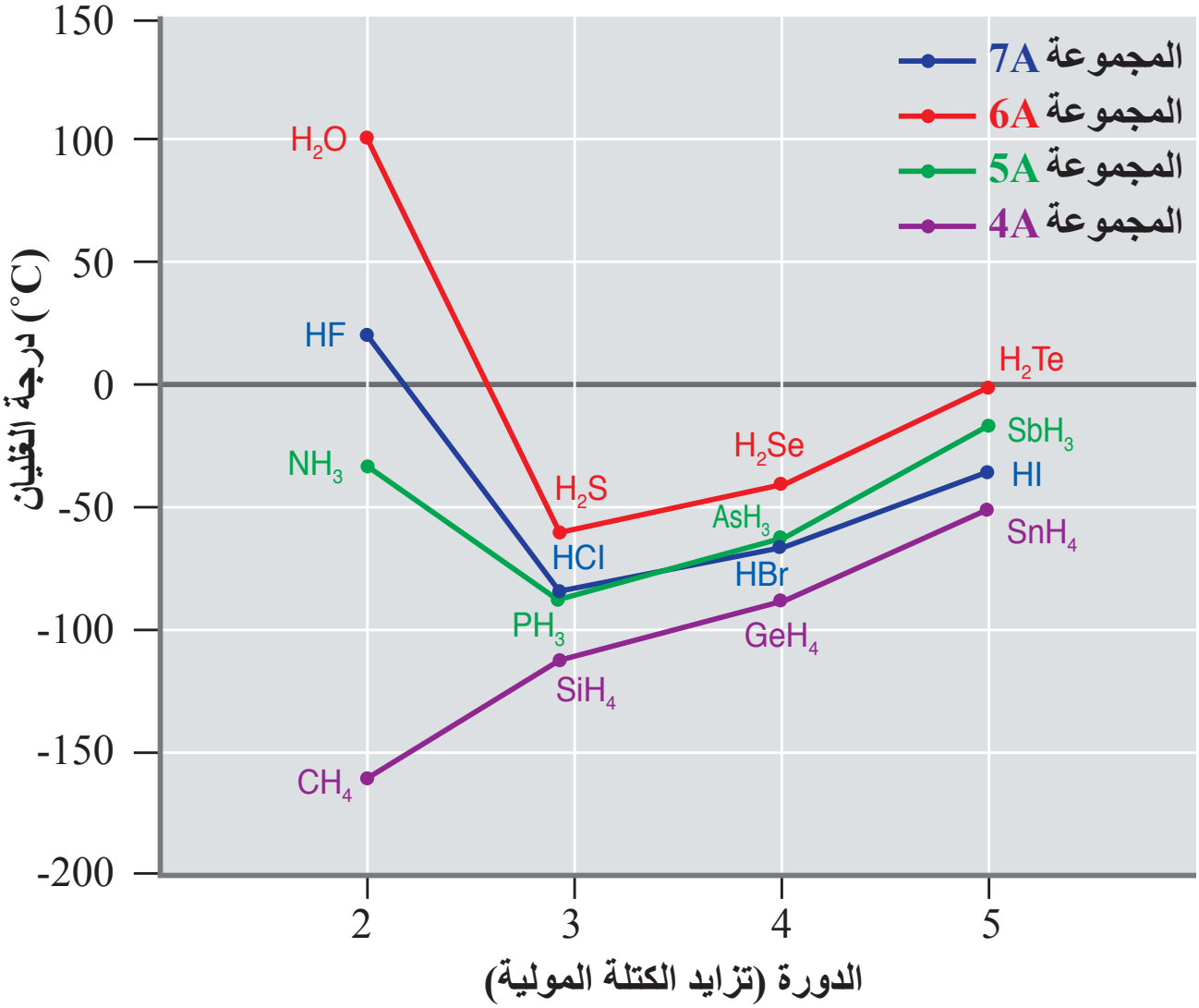
الشكلُ (40): تفاوت الخصائص الفيزيائية لعدد من المواد متساوية الكتلة المولية.

يتّضحُ ممّا سبق أنّ الخصائصَ الفيزيائيّة للموادّ، مثل: درجتَي الغليان والانصهار، وطاقة التبخّر، تزداد عمومًا كلما كانت قوى التجاذب بين الجزيئات أقوى، ويبيِّنُ الشكلُ (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 باستثناء SbH_3 مع الأمونيا؛ وذلك بسبب ترابط جزيئات كل منها بالرابطة الهيدروجينية التي تتميز بالقوة النسبية مقارنة بقوى لندن والقوى ثنائية القطب.

أُفكِّر: درجةُ غليان المركّب SbH_3 أعلى من درجةِ غليان المركّب NH_3 أفسر ذلك.

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



الربطُ بالحياةِ

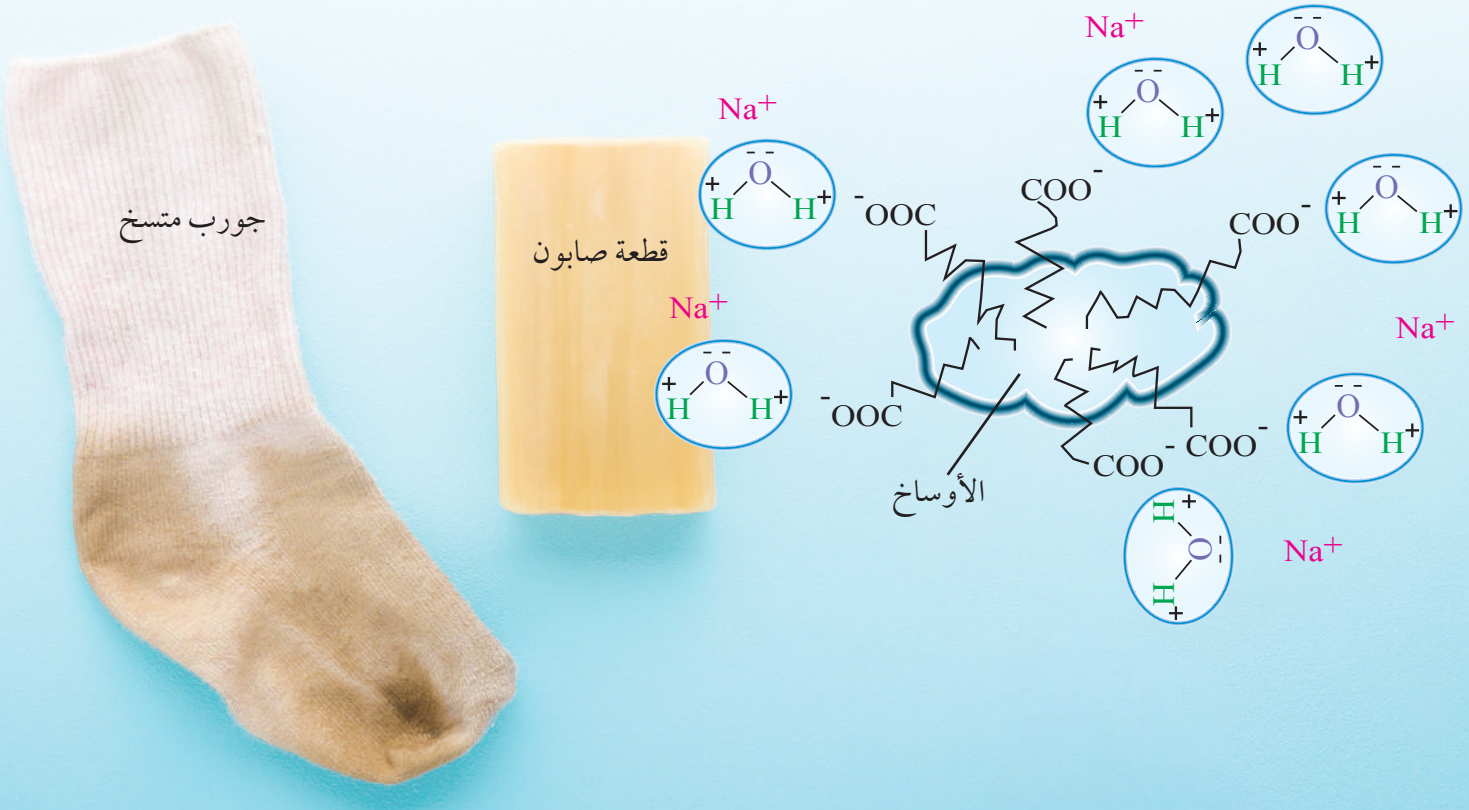
قوى التجاذب وعمل المنظّفات الصابونيّة

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

أتحقَّق:

1 - أُحَدِّدُ الموادَّ التي ترتبط جسيماتُها ارتباطًا رئيسًا بقوى لندن في ما يأتي:
C_3H_8 , CH_3CH_2OH , Ne , $SiCl_4$, HBr

2 - **أتوقّعُ:** أي المركبين له أعلى درجة غليان C_5H_{12} أم C_3H_8؟ أبرّر إجابتي.



التجربة 3

قوى التجاذب بين الجزيئات والخصائص الفيزيائيّة للموادّ

الموادُّ والأدوات:

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

إرشاداتُ السلامة:

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

خطواتُ العمل:

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

المادّة	الكتلة المولية	نوع قوى التجاذب بين الجسيمات في الحالة السائلة	درجة الغليان (°C)	الحالة الفيزيائيّة عند درجة حرارة الغرفة
Ne	20		-246	
Ar	40		-185.6	
Kr	84		-153.4	
H_2O	18		100	سائل
H_2Se	81		-41.2	
H_2Te	129.6		-2	

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

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

4- **أرسُمُ بيانيًّا** باستخدام برمجية إكسل العلاقة بين درجة الغليان والكتلة المولية لذرّات العناصر النبيلة.

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

التحليلُ والاستنتاج:

1- **أُفَسِّرُ** ارتفاعَ درجة غليان الماء مقارنةً ببقية المركّبات في الجدول، على الرغم من أنّها مركّباتٌ لعناصر المجموعة السادسة.

2- **أستنتجُ** العلاقةَ بين الكتلة المولية للمادّة ودرجة غليان المادّة نفسِها، وعلاقة ذلك كُلِّهِ بقوى التجاذب.

مراجعةُ الدرس

1 - **الفكرةُ الرئيسةُ:** أُوَضِّحُ سببَ اختلاف المواد في خصائصها الفيزيائيّة.

2 - أُوَضِّحُ المقصودَ بكلٍّ من: الرابطةِ الهيدروجينية، قوى لندن.

3 أُوَضِّحُ تكوُّنَ ثنائيِّ القطب اللحظيّ بين ذرّات الهيليوم (He).

4 - **أُفَسِّرُ:**

أ . درجةُ غليان المركّب $HOCH_2CH_2OH$ أعلى من درجة غليان المركّب CH_3CH_2OH.

ب . درجة غليان مركبات عناصر المجموعة الرابعة مرتبة على النَّحو الآتي:

$$(GeCl_4 > SiCl_4 > CCl_4)$$

5 - أُحَدِّدُ نوعَ قوى التجاذب بين جسيمات كلٍّ منَ الموادّ الآتية في الحالة السائلة:

$$CH_2= CH_2 \ , \ HBr \ , \ CH_3CH_2NH_2 \ , \ He$$

6 - أُرَتِّبُ الموادَّ الآتيةَ تصاعديًّا حسب تزايد قوّة التجاذب بين جزيئاتها في الحالة السائلة في الظروف نفسها:

$$CH_3OH \ , \ CH_4 \ , \ HCl \ , \ C_2H_6$$

7 - **أصوغ فرضية** عن أثر الكتلة المولية للجُزَيْء في درجة الغليان للسائل، ثم أصمم استقصاءً لاختبار فرضيتي، أحدد فيه المتغيرات المستقلة والتابعة والمضبوطة.

8 - **السبب والنتيجة:** ما سبب حدوث الاستقطاب اللحظي في ذرة العنصر؟

9 - **أفسر:** أحدد درجات غليان المركبات: $(CH_4, SiH_4, GeH_4, SnH_4)$، ثم أبيّن سبب تفاوتها، بالاستعانة بالرسم البياني في الشكل (41).

شاشات العرض (LCD)

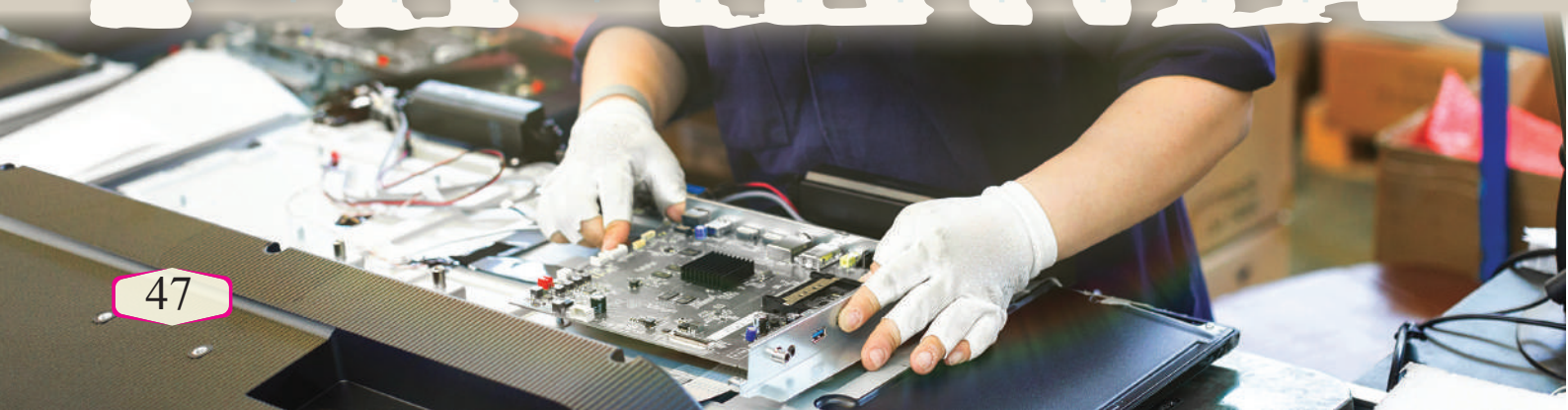
تُعَدُّ شاشاتُ العرض بأنواعها المتعدّدة مِنَ التِّقَنِيّاتِ الحديثةِ واسعةِ الاستخدام من حولنا، مثل شاشات البلّورات السائلة Liquid Crystal Display (LCD) وشاشات الحاسوب المحمول، والساعات الرَّقْمِيَّة، وأفران الميكروويف، ومشغّلات الأقراص المُدمَجة وغيرها، التي تستخدِمُ ما يُعرف بالبلّورات السائلة (Liquid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



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

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

أبحث أرجع إلى مواقعَ إلكترونيّةٍ مناسبة عبرَ الإنترنت، وأبحثُ في مكوّنات شاشات العرض (LCD) ومبدأ عملها، ثم أكتبُ تقريرًا عن ذلك، أو أُصمّمُ عرضًا تقديميًّا عن الموضوع، ثمّ أناقش فيه زملائي/ زميلاتي في الصّفّ.



1 . أُوَضّـح المقصـودَ بـكلٍّ مـنَ المفاهيـم الآتيـة: الرابطـة التناسـقيّة، الفلَـك المُهجَّـن، قـوى التجـاذب ثنائيّـة القطـب.

2 . **أتوقّـعُ** الشـكلَ الفراغـيَّ لـكلٍّ مـنَ الجزيئـات الآتية، بالاعتمـاد علـى تراكيـب لويـس لـكلٍّ منها:

$X:\ddot{A}:X$ (X فوق وتحت A) $\quad X:\ddot{A}:X$ (X فوق وتحت A) $\quad X:A:X$

3 . **أُقارنُ** بين الجزيئين NH_3 , BH_3، من حيثُ:

عددُ أزواج الإلكترونات حـولَ الذرّة المركزيّة، عـددُ أزواج الإلكترونـات غيـرِ الرابطـة، نـوعُ التهجيـن في الـذرّة المركزيّة، الشـكلُ الفراغيّ، الزاويـةُ بيـن الروابـط، قطبيّـةُ الجزيئات.

4 . أُجيـبُ عمّـا يأتي في مـا يتعلّقُ بالجُـزَيْء BeF_2 علمًـا أنّ العـددَ الـذريَّ للبيريليوم (4):

أ . أكتبُ التوزيـعَ الإلكترونيَّ لـذرّة البيريليوم (Be) قبـلَ التهجيـن وبعدَه.

ب . أُحَدِّدُ نوعَ التهجين في الذرّة المركزيّة Be.

جـ . أُحَدِّدُ نوعَ الأفلاك المكوِّنة للرابطة Be - F.

د . **أتوقّعُ** مقـدارَ الزاوية بيـن الروابط (الأفلاك المُهجَّنة) فـي الجُزَيْء BeF_2.

هـ . أرسُمُ الشكلَ الفراغي للجُزَيْء وأسمّيه.

5 . عنصـران (X، Y) منَ الـدورة الثانيـة، يكوّنان معَ الفلـور الصيغتين (XF_2، YF_2) .

إذا كان المركّـبُ XF_2 يمتلـكُ أزواجَ إلكترونات غيـرِ رابطـة والمركـب YF_2 لا يمتلـك أزواج إلكترونـات غيـر رابطـة، فأجيـبُ عـنِ الأسـئلة الآتية:

أ . أكتُبُ تركيبَ لويس لكلٍّ منَ المركّبين.

ب . أُحَدِّدُ العددَ الذريَّ لكلٍّ من X و Y.

جـ . أُحَـدِّدُ نـوعَ الأفـلاك التـي تستخدِمُها كلٌّ مـنَ الذرّتيـن فـي تكويـن الروابـط.

د . **أرسُـمُ** الشـكلَ الفراغيَّ لكلٍّ من XF_2 و YF_2، وَأُحَدِّدُ قطبيّـة كلٍّ منهما.

هـ . **أتوقَّـعُ** مقـدارَ الزاويـة بيـن الروابـط في كلٍّ مـنَ المركّبين.

6 . **أرسُـمُ** الأشـكالَ الفراغيّـة لـكلٍّ مـنَ الجزيئـات الآتيـة، ثـم أُبَيِّـنُ قطبيّـةَ كلٍّ منها:

NF_3, BCl_3, OCl_2, CH_2Cl_2, BeH_2

7 . **أُفَسِّرُ:**

أ . درجـةُ غليـان المركّـب CH_3CH_2Cl أعلـى منهـا للمركّـب CH_3CH_3.

ب . درجـةُ غليـان المُركّـب $NH_2CH_2CH_2NH_2$ أعلـى منهـا للمركّـب $CH_3\ CH_2CH_2NH_2$.

جـ . الجُـزَيْء $CHCl_3$ قطبـيٌّ، في حيـن الجُزَيْء CCl_4 غيـرُ قطبيّ.

د . الرابطـةُ (B-F) قطبيّـةٌ، في حيـن الجُزَيْء BF_3 غيـرُ قطبيّ.

هـ . يـذوبُ الإيثانـول C_2H_5OH في المـاء، في حين الإيثـانُ C_2H_6 لا يذوب.

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

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

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

أ . **أستنتج** عددَ الروابط سيجما (σ) وباي (π) في الجُزَيْء.

ب . أُبَيِّنُ نوعَ التهجين الذي تستخدِمُهُ ذرّةُ الكربون.

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

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

10. أستخدم الجدولَ الآتي الذي يمثل جزء من الجدول الدوري أعطيت فيه بعض العناصر رموزا افتراضية، ثمّ أُجيبُ عنِ الأسئلة التي تليه:

J																	A
	L											X	U	M	G	E	R
															W	D	

أ . أكتبُ رمز لويس لكلٍّ من: L, X, U, M

ب . أكتبُ تركيبَ لويس للجزيئات: XE_3, GD_2

جـ . **أتوقّعُ** الشكلَ الفراغيَّ لكلٍّ منَ المركّبات: LE_2, XD_3, ME_3, UD_4

د . **أستنتج** نوعَ تهجين الذرّة المركزيّة لكلٍّ منَ الجزيئات: LE_2, XD_3, ME_3, UD_4, GD_2

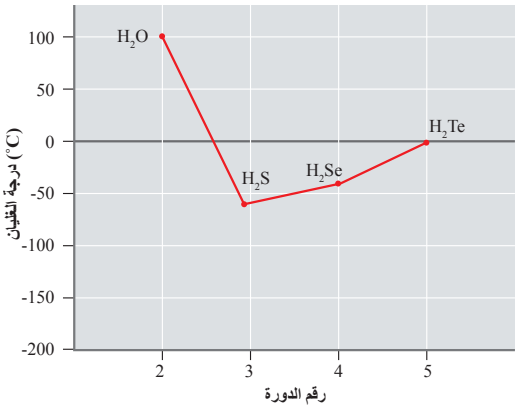
هـ . **أستنتج** مقدارَ الزاوية بين الروابط في كلٍّ منَ الجزيئات: XD_3, ME_3, GD_2

و . **أستنتج** الجزيئاتِ القطبيّةَ بين الجزيئات: LE_2, XD_3, ME_3, UD_4, GD_2

ز . **أُقارِنُ** بالرَّسم قطبيّةَ الجُزَيْء MJ_3 بالجُزَيْء ME_3

ح . **أستنتج** المادّةَ الأعلى درجة غليان في الحالة السائلة A أم R وأفسّر ذلك.

11. يبيّنُ الشكلُ المجاورُ تغيُّرَ درجةِ غليان بعض مركّبات عناصر المجموعة السادسة وَفْقًا لترتيبها في الجدول الدوريّ. أتأملها، ثمّ أُجيبُ عمّا يأتي:



أ . أُحَدِّدُ نوعَ قوى التجاذب في كلِّ مركّب منها.

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

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

12. أختار الإجابةَ الصحيحةَ لكلِّ فقرة في ما يأتي:

1) العبارةُ الخاطئة في ما يتعلّق بالأفلاك المُهجَّنة، هي:

أ . متماثلةٌ في الطاقة ب . متماثلةٌ في الشكل

جـ . متماثلةٌ في الاتّجاه الفراغيّ د . متماثلةٌ في السَّعة

2) الأمونيا أحد المركبات المهمة في صناعة الأسمدة والمنظفات. تتفاعل الأمونيا مع أيون الهيدروجين H^+ لتكوين NH_4^+ وعليه، فإن نوع الرابطة التي تكونت في هذا التفاعل:

أ . ثنائية القطب ب . رابطة هيدروجينية جـ . رابطة أيونية د) رابطة تناسقية

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

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

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

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

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

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

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

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

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

أ . $SiCl_4$ ب . BH_3 جـ . OCl_2 د . BeF_2

8) المادّةُ التي تترابطُ جزيئاتُها بروابط هيدروجينية هي:

أ . CH_3F ب . CH_3OH جـ . HCl د . CO_2

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

أ . $CH_3NH_{2(l)} \rightarrow CH_3NH_{2(g)}$ ب . $H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(g)}$

جـ . $C_2H_5OH_{(l)} \rightarrow C_2H_5OH_{(g)}$ د . $CO_{2\,(l)} \rightarrow CO_{2(g)}$

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

أ . $CHCl_3$ ب . BF_3 جـ . NH_3 د . PH_3

الوحدةُ 2

التفاعُلاتُ والحساباتُ الكيميائيّة

Reactions and Stoichiometry



أتأمَّلُ الصورة

تتنوّعُ التفاعُلاتُ الكيميائية، وينتج منها عددٌ هائلٌ من المُركّبات المختلفة، ويُعبَّر عن التفاعُلات بمعادلاتٍ كيميائيةٍ موزونة تُعدُّ ركائزَ أساسيةً في الحسابات الكيميائية لحساب كميّات الموادّ المُتفاعِلة والناتجة. فما أنواع التفاعُلات الكيميائية؟ وكيف تُؤثّر زيادة كمية مادّةٍ مُتفاعِلةٍ أو نقصُها في كمية المادة الناتجة؟



الفكرة العامة:

تُصنّف التفاعلاتُ الكيميائية إلى أنواع مختلفة، يُعبّرُ عنها بمعادلات كيميائية موزونة تعدُّ الأساسَ في الحسابات الكيميائية.

الدرس الأول: التفاعلات الكيميائية.

الفكرة الرئيسة: تعتمدُ أنواع التفاعلات الكيميائية على التغيُّرات التي تحدث على الموادّ المُتفاعلة لتكوين المواد الناتجة، ويُعبَّرُ عنها بمعادلاتٍ كيميائيةٍ، ويمكن وصفُ التفاعلاتِ التي تحدثُ في المحاليلِ المائيّة بمعادلات أيونيّةٍ.

الدرس الثاني: تركيز المحاليل

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

الدرس الثالث: الحسابات الكيميائية.

الفكرة الرئيسة: تستندُ الحساباتُ الكيميائية المبنيّة على المادة المُحدّدة للتّفاعُل إلى المقارنة بين عددِ المولاتِ اللازمة للتّفاعُل والمولات المتوافرة، وتتحدّد كميةُ المادةِ الناتجةِ بناءً على المادة المُحدّدة للتّفاعُل.

التفاعُل الكيميائيُّ

الموادّ والأدوات: محلول كلوريد الحديد (III) $FeCl_3$ تركيزُه 0.1 M، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزُه 0.1 M، كأسٌ زجاجية سعتها 100 mL، مخباران مدرّجان.

إرشاداتُ السلامة:

- أتّبعُ إرشاداتِ السلامة العامة في المختبر.
- أتوخّى الحذر عند التعامل مع الموادّ الكيميائية.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقُفّازات.

خطوات العمل:

1. **أقيسُ:** أستخدمُ المخبارَ المُدرّج الأول في قياس 5 mL من محلول $FeCl_3$ والمخبار المُدرّج الثاني في قياس 5 mL من محلول NaOH.
2. **ألاحظُ:** أسكُب محتوياتِ المخبارين تدريجيًّا في الكأسِ الزجاجية، وألاحظُ ما يحدث، ثمّ أسجّلُ مُلاحظاتي.

التحليلُ والاستنتاج:

1- **أفسرُ** التغيُّر الذي يحدث عند خلط المحلولين في الكأس الزجاجيّة.

2- أكتبُ معادلةً كيميائيةً موزونة تصفُ التفاعُل الحاصل.

3- **أستنتجُ** نوعَ التفاعُل الذي حدث.



الفكرةُ الرئيسة :

تعتمد أنواع التفاعلات الكيميائية على التغيُّراتِ التي تحدث للموادّ المُتفاعلة والناتجة، ويمكن وصفُ التفاعلاتِ التي تحدثُ في المحاليلِ المائيّةِ بمعادلاتٍ أيونيّةٍ.

نتاجاتُ التعلُّمِ :

- أُصنّفُ التفاعلاتِ الكيميائيةَ إلى أنواعها وأذكر أمثلةً عليها.
- أكتبُ معادلاتٍ أيونيةً موزونةً لتفاعلاتِ التعادُلِ والترسيبِ وتفاعلات يصاحبها إطلاق غاز.

المفاهيمُ والمصطلحات :

تفاعلُ الإحلالِ المزدوجِ
Double Displacement Reaction

تفاعلُ الترسيب
Precipitation Reaction

تفاعلُ التعادل
Neutrallization Reaction

المعادلةُ الأيونيّةُ Ionic Equation

الأيونات المتفرّجة Spectator Ions

المعادلةُ الأيونيّةُ النهائية
Net Ionic Equation

أنواعُ التفاعُلاتِ الكيميائية
Types of Chemical Reactions

تكتسب التفاعُلات الكيميائية أهميةً كبيرةً في حياتنا اليوميةِ، سواء أكانت تلك التي تحدثُ في أجسام الكائناتِ الحيّةِ أم في المصانع والمختبرات. وتتنوّعُ تلك التفاعُلاتُ منتجةً موادَّ جديدةً تختلفُ في خصائِصها عن خصائص مكوّناتِها. ولتسهيلِ دراسة التفاعُلاتِ الكيميائيةِ وما يحدثُ فيها من تغيُّراتٍ على الموادّ المُتفاعِلة لتكون المواد الناتجة؛ صنّفَها الكيميائيون إلى أنواعٍ رئيسة يُعبّر عنها بمعادلاتٍ كيميائيةٍ موزونةٍ. أنظرُ إلى الشكل (1).

فما أنواعُ التفاعُلاتِ الكيميائية؟ وما الخصائصُ التي صُنّفت بناءً عليها؟ وكيف تُكتَب المعادلة الأيونيّة؟

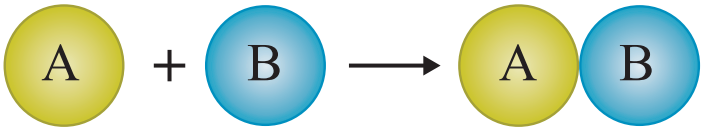


الشكلُ (1): تفاعُل كيميائيٌّ .

تفاعُلاتُ الاتّحاد Combination Reactions

تفاعُل كيميائيٌّ تتّحدُ فيه مادتان أو أكثر (عناصر أو مُركّبات)؛ لإنتاج مـادةٍ واحـدةٍ جديدةٍ تختلفُ فـي خصائِصِها عن خصائـص مُكوّناتِها. ويسمى هذا التفاعُل أيضًا تفاعُل التكوينِ أو التحضيرِ **Synthesis Reaction** لأنـهُ يـؤدّي إلـى إنتـاج مـادّةٍ جديـدة. ويمكـنُ التعبيـرُ عنـه بالمعادلةِ العامّـة الآتية:

$$A + B \rightarrow AB$$



تُصنّف تفاعُلاتُ الاتّحاد بناءً على أنواعِ الموادّ المُتفاعِلة إلى ثلاثة أنواع كما يأتي:

اتّحادُ عنصرٍ مع عنصرٍ Combination Element with Element

يشتعلُ فلزُّ الصوديوم بضوءٍ ساطعٍ أصفرِ اللون عند إمرار غازِ الكلور عليه كما في الشكل (2/ أ)، وينتج من التفاعُل مُركّب كلوريد الصوديوم المعروف بملح الطعام كما في الشكل (2/ ب)، ويُعبَّر عن التفاعُل بالمعادلة الآتية:

$$2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NaCl_{(s)}$$

وكذلك يتّحد فلزُّ الحديدِ عند تسخينه مع الكبريت، مُكوِّنًا مُركّب كبريتيدِ الحديدِ FeS كما في المعادلة الآتية:

$$Fe_{(s)} + S_{(s)} \xrightarrow{\Delta} FeS_{(s)}$$



(أ)



(ب)

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

ومن الأمثلةِ أيضًا على هذا النوع من التفاعُلاتِ اتّحادُ العناصرِ مع غازِ الأكسجين لتكوين أكاسيدِ العناصر كما في تفاعُل المغنيسيوم مع غازِ الأكسجين لتكوينِ أُكسيدِ المغنيسيوم MgO كما في الشكل (3)، ويُعبَّر عن ذلك بالمعادلة الآتية:

$$2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)}$$

اتّحادُ عنصرٍ مع مُركّب Combination Element with Compound

يتفاعُل غازُ أولِ أكسيد الكربون مع غازِ الأكسجين لإنتاج غاز ثاني أكسيد الكربون وَفْقًا للمعادلة الآتية:

$$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)}$$

وكذلك يتّحدُ حمضُ الكبريت (IV) H_2SO_3 مع الأكسجينِ لإنتاج حمضِ الكبريتيك H_2SO_4 (حمض الكبريت VI) كما في المعادلة الآتية:

$$2H_2SO_{3(aq)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2SO_{4(aq)}$$

اتّحادُ مُركّب مع مُركّب
Combination Compound with a Compound

يتّحدُ مُركّبُ ثاني أكسيد الكبريت SO_2 مع مُركّبِ أكسيدِ الكالسيومِ CaO لإنتاج مُركّب كبريتيت الكالسيوم $CaSO_3$ وفقَ المعادلةِ الآتية:

$$SO_{2(g)} + CaO_{(s)} \rightarrow CaSO_{3(s)}$$

وكذلك يتفاعلُ مُركّب أكسيد الكالسيوم (الجير الحيّ) مع الماء لإنتـاج هيدروكسيد الكالسيوم (الجيـر المُطفأ) $Ca(OH)_2$ المُستخدَمِ في موادّ البناء، وطلاءِ سيقان الأشجار، ودِباغةِ الجلود. ويمكنُ التعبير عن التفاعُل بالمعادلةِ الآتية:

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(aq)}$$



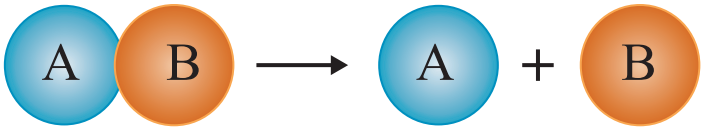
الشكلُ (3): تفاعلُ فلزِّ المغنيسيومِ مع الأكسجين.

ما لون الضوء الصادر عن احتراق فلزّ المغنيسيوم؟

تفاعُلاتُ التحلُّل (التفكُّك) Decomposition Reactions

تفاعل يتحلّلُ فيه مُركّبٌ واحد بوجود طاقة حراريّةٍ أو ضوئيّة أو كهربائية لإنتاج مادّتينِ أو أكثر، وقد تكونُ الموادّ الناتجة عناصرَ أو مُركّباتٍ. ويُعدُّ تفاعُل التحلُّل عكسَ تفاعُل الاتّحاد، ويمكنُ التعبيرُ عن تفاعُلاتِ التحلُّل بالمعادلةِ العامّة الآتية:

$$AB \rightarrow A + B$$



تُصنَّفُ تفاعُلاتُ التحلُّل إلى ثلاثةِ أنواعٍ كما يأتي:

تحلُّلُ مُركّبٍ لإنتاج عنصرين

Decomposition of A compound to produce two Elements

ينتُجُ عُنصرا الهيدروجينِ والأكسجينِ بالتحليل الكهربائيِّ للماء. أنظرُ إلى الشكل (4)، ويُعبَّر عن التفاعُل بالمعادلةِ الآتية:

$$2H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{تحليل كهربائي}} 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

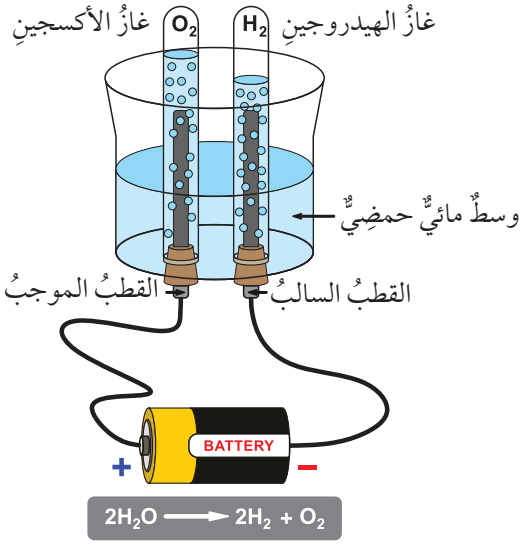
ويتحلّلُ بروميدُ الفَضّةِ بوجود الضوء، وينتِجُ عنصرَي الفِضةِ والبرومِ وَفْقًا للمعادلة الآتية:

$$2AgBr_{(s)} \xrightarrow{\text{ضوء}} 2Ag_{(s)} + Br_{2(l)}$$

الربطُ بالحياةِ

التـخمر

يعدّ من أقدم التفاعلات الكيميائية التي استخـدمها الإنسـان، حيث تتحلل فيه جزيئات الكربوهيدرات دون استخدام الأكسجين، ويسمى التخمر اللاهوائي، ولا يتطلب هذا التفاعل حرارة، وبدلًا من ذلك، فإنّ كائنات حية دقيقة هي المسؤولة عن إتمامه، وقد استخدمت هذه الطريقة في تحضير اللبن، والخبز، والخل.



الشكلُ (4): التحليل الكهربائي للماء.

ما النسبة بين غازَي الهيدروجين والأكسجين المتكوّنين؟

ويتحلّلُ أكسيد الزئبق بالحرارة، مُنتِجًا عنصرَي الأكسجين والزئبق، وَفْقًا للمعادلة الآتية:

$$2HgO_{(s)} \xrightarrow{\Delta} 2Hg_{(l)} + O_{2(g)}$$

تحلُّل مُركّب لإنتاج مُركّبينِ (أو أكثر)

Decomposition of A compound to produce two Compounds or more

تتحلّلُ كربوناتُ الفلزّاتِ الهيدروجينيّةِ بالحرارة مُنتجةً كربونات الفلزِّ، وبخار الماء، وغاز ثاني أكسيد الكربون، فمثلًا، تتحلّلُ كربونات الصوديـوم الهيدروجينية ويؤدي ذلك إلى إنتاج كربـونات الصوديوم، وبخار الماء، وغاز ثاني أكسيد الكربون كما يأتي:

$$2NaHCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

أمّا هيدروكسيدات الفلزات، فتتحلّلُ بالحرارة مُنتجةً أُكسيدَ الفلز وبخار الماء، فمثلًا، يتحلل هيدروكسيد الكالسيوم مُنتِجًا أكسيد الكالسيوم وبخار الماء كما في المعادلة الآتية:

$$Ca(OH)_{2(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + H_2O_{(g)}$$

تحلُّل مُركّبٍ لإنتاج عناصر ومُركّبات

Decomposition of A compound to produce Elements and Compounds

تتحلـل كلوراتُ الفلزّات بالحـرارة، مُنتِجة كلوريـد الفلـزِّ وغـاز الأكسجين، فمثلًا، تتحلل كلورات البوتاسيوم بالحرارة بوجود العامل المساعد ثاني أكسيد المنغنيز، وينتج كلوريد البوتاسيوم وغاز الأكسجين، ويُستخدمُ هذا التفاعُل في إنتاج غاز الأكسجين في المختبر، ويُمكِن التعبير عن التفاعُل وَفْقًا للمعادلة الآتية:

$$2KClO_{3(s)} \xrightarrow{MnO_2/\Delta} 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$$

ومن الأمثلةِ أيضًا على هذا النوع من التفاعُلات، تحلُّلُ دايكروماتِ الأمونيوم بالحرارة كما في الشكل (5) فينتُجُ أكسيد الكروم (III) وبخارُ الماءِ وغازُ النيتروجين كما هو مُوضّح في المعادلةِ الآتية:

$$(NH_4)_2Cr_2O_{7(s)} \xrightarrow{\Delta} Cr_2O_{3(s)} + 4H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$$

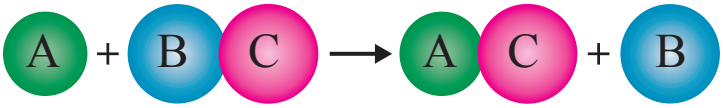


الشكلُ (5): تحلُّلُ دايكرومات الأمونيوم بالحرارة.

تفاعُلاتُ الإحلالُ الأُحادِيُّ Single Displacement

تفاعُل يحلّ فيه عنصرٌ محلّ عنصرٍ آخر في أحد مُركّباته أو محلول أحد أملاحه، ويُسمّى هذا التفاعُل أيضًا الاستبدالَ Replacement أو الإحلال البسيط، ويُمكن التعبيرُ عن تفاعُلاتِ الإحلال الأحاديِّ بالمعادلةِ العامة الآتية:

$$A + BC \rightarrow AC + B$$



حيثُ يشير الرمزان (A ,B) إلى فِلزَّين أو لافِلزَّين، وتُصنَّفُ تفاعُلاتُ الإحلال الأحاديّ إلى ثلاثة أنواعٍ كما يأتي:

إحلال فلزٍّ محلّ فلزٍّ آخر

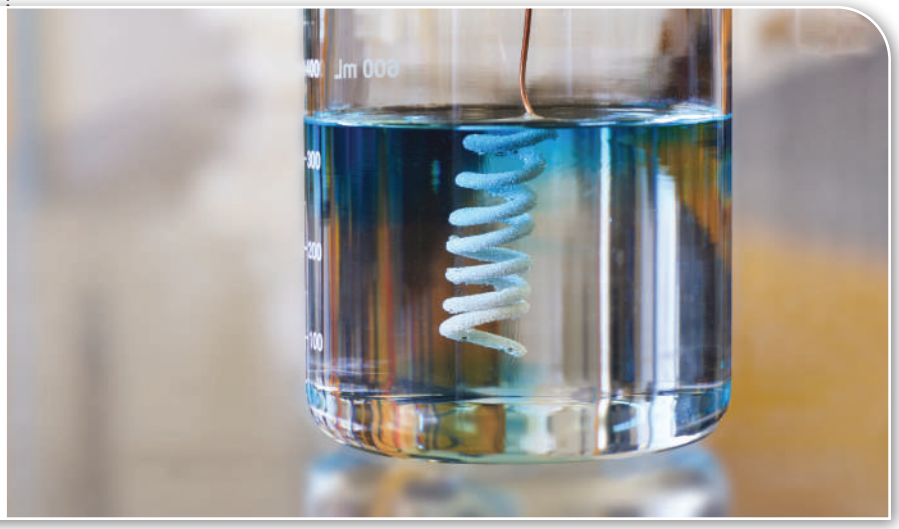
Displacement of a Metal in a Compound by another Metal

يحلّ النحاس محلّ الفضة في محلول نترات الفضة، أنظرُ إلى الشكل (6)؛ فينتُجُ محلول نتراتِ النحاس وتترسّبُ ذراتُ الفضة وَفْقًا للمعادلة الآتية:

$$Cu_{(s)} + 2AgNO_{3\,(aq)} \rightarrow Cu(NO_3)_{2(aq)} + 2Ag_{(s)}$$

وكذلكَ يحلّ الألمنيومُ محلّ الرصاصِ في محلول نتراتِ الرصاص، فينتجُ محلول نترات الألمنيوم وتترسّبُ ذراتُ الرصاص وَفْقًا للمعادلة الآتية:

$$2Al_{(s)} + 3Pb(NO_3)_{2(aq)} \rightarrow 3Pb_{(s)} + 2Al(NO_3)_{3(aq)}$$



الشكلُ (6): إحلالُ النحاسِ محلّ الفضة.

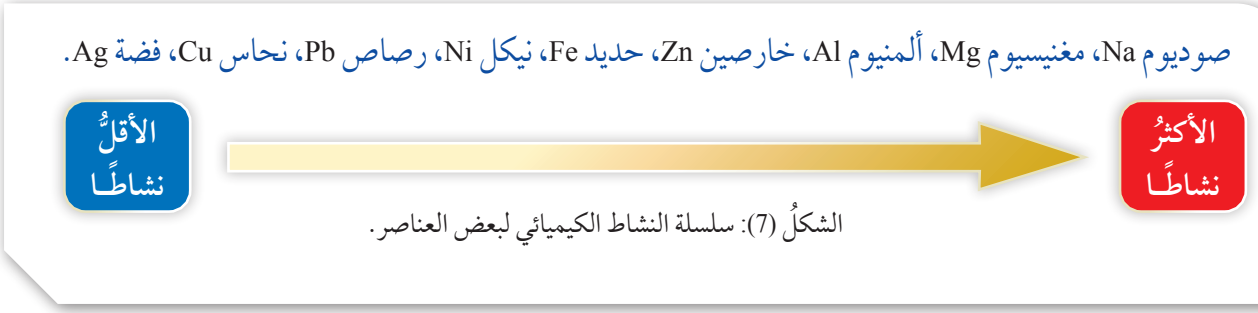
الربطُ بالحياةِ

تفاعل الثيرمايت

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

$$2Al + Fe_2O_3 \rightarrow 2Fe + Al_2O_3 + Heat$$

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



الشكلُ (7): سلسلة النشاط الكيميائي لبعض العناصر.

وبناءً على سلسلةِ النشاطِ الكيميائيّ لبعض العناصر كما في الشكل (7)؛ فإنّ العنصر الأكثر نشاطًا يحلّ محلّ العنصر الأقلّ نشاطًا منهُ، ولكنّهُ لا يحلّ محلّ العنصرِ الأكثرِ نشاطًا منهُ.

فمثلًا، يحلُّ المغنيسيوم محلّ النيكل في محلول كبريتات النيكل، في حين لا يحلّ النيكل محلّ المغنيسيوم في محلول $MgSO_4$ كما هو مُوضّح في المعادلة الآتية:

$MgSO_4$

$$Mg_{(s)} + NiSO_{4(aq)} \rightarrow MgSO_{4(aq)} + Ni_{(s)}$$

$$Ni_{(s)} + MgSO_{4(aq)} \rightarrow \text{لا يحدث تفاعل}$$

أُفكّر: هل يُمكن استخلاصُ عنصر الخارصين من محلول أملاحِهِ باستخدام الفِضّة؟

إحلالُ فلزٍّ محلّ الهيدروجين في الماء أو محلول الحمض

Displacement of Hydrogen in Water or Acid by a Metal

تحلُّ معظمُ الفلزّات محلّ الهيدروجين عند تفاعُلها مع الماء أو محلول الحمض، ويتصاعدُ غازُ الهيدروجين كما في المعادلتين الآتيتين:

$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

$$Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

إحلالُ لافلزٍّ محلّ لافلزّ

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

تُعدُّ تفاعُلاتُ الهالوجينات من أبرز الأمثلة على هذا النوع من التفاعُلات؛ إذْ يحلّ الهالوجين الأكثر نشاطًا محلّ الهالوجين الأقلّ نشاطًا، أنظر إلى الشكل (8)، فعنصرُ الفلورِ هو الأكثر نشاطًا في مجموعته وأقلّها اليودُ، فمثلًا، يحلّ الكلور محلّ البروم في محلول بروميد الصوديوم، ولكن لا يحدثُ العكس كما هو مُوضّح في المعادلة الآتية:



الشكلُ (8): سلسلة النشاط الكيميائي للهالوجينات.

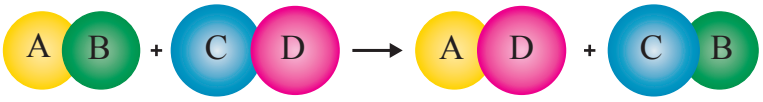
$$Cl_{2(g)} + 2NaBr_{(aq)} \rightarrow 2NaCl_{(aq)} + Br_{2(l)}$$

$$Br_{2(l)} + 2NaCl_{(aq)} \rightarrow \text{لا يحدث تفاعل}$$

تفاعُلاتُ الإحلالُ المزدوجُ Double Displacement Reactions

الإحـلالُ المزدوجُ Double Displacement: تفاعُل كيميائيٌّ فيـه عنصران يحلّ كلٌّ منهما محـلّ الآخر في مُركّباتِهما أو المحلول المائيِّ لأملاحِهما. ويمكنُ النظرُ إلى هذا التفاعُل بحدوث تبـادلٍ فيه بين مـوقِعَي الأيونيـنِ المُوجِبَين (أو السالبين) في مُركّبـاتِهما أو محاليـل أملاحِهما، وعادةً يُمكنُ تمثيـل تفـاعُلاتِ الإحـلال المزدوج بالصـورة العامّـةِ المُبَسَّطة الآتية:

$$AB + CD \rightarrow AD + CB$$



تُصنَّفُ تفاعُلاتُ الإحلال المزدوجِ إلى ثلاثة أنواعٍ كما يأتي:

تفاعُل الترسيب Precipitation Reaction

يسمى التفاعل الذي تظهرُ فيـه مـادةٌ راسبـة نتيجـةَ خلط محلولَيْن لِملحينِ ذائبَيـن، **تفاعُل الترسـيب Precipitation Reaction**، مثـلًا، تترسّبُ كربونـاتُ النُّحاسِ عند خلطِ محلولٍ من كربونات الصوديوم مع محلولٍ من كبريتات النحاس وَفْقًا للمعادلة الآتية:

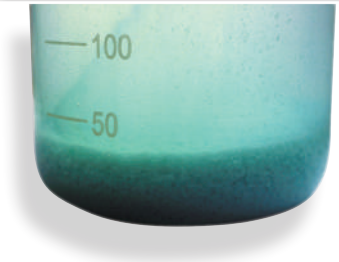
$$Na_2CO_{3(aq)} + CuSO_{4(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4(aq)} + CuCO_{3(s)}$$

ويُلاحظُ من معادلةِ التفاعُل استبدال موقعَي Na و Cu حيث يحلّ كلّ منهما محلّ الآخر، فينتجُ محلولُ كبريتات الصوديوم ويترسّب مُركّب كربونات النحاس. أنظرُ إلى الشكل (9).

ومن أمثلة هذا التفاعُل أيضًا تفاعُل محلول نترات الفِضّة مع محلولِ كلوريد البوتاسيوم؛ فينتج محلولُ نتراتِ البوتاسيوم ويترسّبُ مُركّب كلوريد الفِضّة وَفْقًا للمعادلة الآتية:

$$KCl_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)} + KNO_{3(aq)}$$

أُصمّـمُ باسـتخدام برنامـج السـكراتش (Scratch) عرضًـا يوضّـحُ أنـواعَ التفاعـلات الكيميائيـة بأنواعهـا المختلفـة: الاتّحـاد، التحلُّـل، الإحـلالُ الأحـاديُّ، الإحـلالُ المـزدَوج، ثـمّ أشـاركُهُ زملائي/ زميـلاتي في الصـفّ.



الشكلُ (9): راسب كربونات النحاس.

التجربة 1

تفاعُل التّرسيبِ

الموادّ والأدوات:

ثلاث كؤوس زجاجية سَعَة كل كأس 200 mL محلولُ كبريتات النحاس (II) $CuSO_4$ تركيزُه 1 M، محلولُ هيدروكسيدِ الصوديوم NaOH تركيزُه 1 M، مخباران مدرّجان سَعَة كل مخبار 100 mL.

إرشاداتُ السلامة:

- أتّبعُ إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- أتوخّى الحذر عند التعامل مع الموادّ الكيميائيّة.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقُفّازات.

خطوات العمل:

1- **أقيسُ** 10 mL من محلول كبريتات النحاس (II) $CuSO_4$ باستخدام المِخبار المُدرَّج، وأضعُها في كأسٍ زجاجيّةٍ.

2- أنظّفُ المِخبارَ بالماء المُقطّر، ثم أُكرّر الخطوة (1) باستخدام محلولِ هيدروكسيدِ الصوديوم NaOH وأضعُها في كأسٍ زجاجيّة أخرى.

3- **ألاحظُ**: أسكبُ محتويات الكأسين في الكأس الثالثة، وأحرّكها بلطف تحريكًا دائريًّا، ثم أُسجّل ملاحظاتي.

التحليل والاستنتاج:

1- **أفسرُ** التغيُّر الذي يحدث عند خاط المحلولين في الكأس الزجاجيّة.

2- أكتبُ معادلةً كيميائيّة موزونةً للتفاعُل الحاصل مُتضمِّنةً الحالةَ الفيزيائيّة لكلّ مادّةٍ.

تفاعُلاتٌ يصاحبُها انطلاقُ غازٍ Reactions Release a Gas

ينتُج من بعضِ تفاعُلات الإحلال المزدوج انطلاق غازٍ، فمثلًا، تتفاعُل كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ مع محلولِ حمض الهيدروكلوريك كما يظهرُ في المعادلة الآتية:

$$CaCO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$

يتّضحُ من المعادلةِ أن الكالسيوم والهيدروجين يحلُّ كلٌّ منهما محلّ الآخر، ويتكونُ ملح كلوريد الكالسيوم $CaCl_2$ وحمض الكربونيك H_2CO_3 حيث يتفكّكُ مُنتجًا الماءَ، وينطلقُ غازُ ثاني أكسيد الكربون.

كذلك يتفاعل كبريتيدُ الحديد (II) FeS مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl فينتجُ محلولَ كلوريدِ الحديد (II) $FeCl_2$ وينطلق غاز كبريتيد الهيدروجين H_2S وَفْقًا للمعادلة الآتية:

$$FeS_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow FeCl_{2(aq)} + H_2S_{(g)}$$

تفاعُل التعادُلِ Neutrallization Reaction

يسمى التفاعل الذي يحدثُ بين محاليل الحموض والقواعد وينتج منه الملحُ والماء **تفاعُل التعادُلِ Neutrallization Reaction**. وفي هذا التفاعُل تتعادلُ أيونات الهيدروجين H^+ الناتجة من تأيُّن الحمضِ مع أيوناتِ الهيدروكسيد OH^- الناتجةِ من تأيُّن القاعدةِ لإنتاج الماء، فمثلًا، يتفاعُل محلولٌ من حمض الهيدروكلوريك HCl مع محلول من هيدروكسيد الصوديوم NaOH فينتجُ ملحُ كلوريد الصوديوم NaCl والماء وَفْقًا للمعادلة الآتية:

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

ومن الأمثلة أيضًا، تفاعُل حمضِ الكبريتيك H_2SO_4 مع هيدروكسيد الليثيوم LiOH لإنتاج ملح كبريتات الليثيوم Li_2SO_4 والماء كما في المعادلة الآتية:

$$H_2SO_{4(aq)} + 2LiOH_{(aq)} \rightarrow Li_2SO_{4(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

✓ **أتحقَّق:** ما الفرقُ بين تفاعلَي التعادل والترسيب؟

الربطُ بالطبِّ **تفاعل التعادل**

تُنتِجُ المعدةُ حمض الهيدروكلوريك الذي يساعد على هضم الطعام، ولكن زيادته في المعدة تؤدي إلى شعور الفردِ بالحُرقة (حموضة المعدة)، لذلك يَنصح الطبيبُ بتناول الأقراص المضادّة للحموضة التي تحتوي مركّبًا قاعديًّا مثل هيدروكسيد المغنيسيوم؛ إذ يتفاعلُ مع حمضِ الهيدروكلوريك في المعدة ويؤدّي إلى التعادل، وتختفي حُرقة المعدة ويشعرُ الفرد بالارتياح.

التجربة 2

تفاعُل التعادُلِ

الموادّ والأدوات:

محلولُ حمضِ الهيدروكلوريك HCl تركيزُه 0.01 M، محلولُ هيدروكسيد البوتاسيوم KOH؛ تركيزُه 0.01 M، ماء مُقطَّر، ثلاث كؤوس زجاجية، ساقٌ زجاجيّة، مخبارٌ مدرّج، مقياسُ الرقم الهيدروجيني pH. (أو أوراق الكاشف العام).

إرشاداتُ السلامة:

- أتّبعُ إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- أتوخّى الحذر عند التعامل مع الموادّ الكيميائية.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقُفّازات.

خطواتُ العمل:

1- **أقيسُ** 10 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl باستخدام المِخبار المُدرّج، وأضعُها في كأسٍ زجاجيّةٍ.

2- **أقيسُ:** أستخدمُ مقياس الرقم الهيدروجيني أو أوراق الكاشفِ العامّ في قياس قيمة pH للمحلول، وأسجّلُها.

3- أنفّذ الخطوتين (1) و (2) لمحلولِ هيدروكسيد البوتاسيوم KOH.

4- أخلطُ المحلولين في كأس زجاجيّةٍ ثالثةٍ، ثم أُحرّك بساقٍ زجاجيّةٍ مُدّة 2 min.

5- **أقيسُ:** أستخدمُ مقياسَ الرقم الهيدروجينيِّ أو أوراق الكاشف العامّ في قياسِ قيمة pH للخليطِ، ثم أُسجّلُ ملاحظاتي.

التحليلُ والاستنتاج:

1- **أقارنُ** بينَ قيم pH قبلَ خلط المحلولين وبعدَهُ.

2- أكتبُ معادلةً كيميائيّةً موزونةً للتفاعُل.

3- **أفسر** التغير في قيم pH.

4- **أتوقع:** خلال تنفيذ التجربة، لم تتوافق قراءة مقياس الرقم الهيدروجيني لإحدى المجموعات مع نتائجي. أحدد بعض مصادر الخطأ التي أدت إلى ذلك.

المعادلةُ الأيونيّةُ Ionic Equation

درستُ سابقًا التعبيرَ عن التفاعُل الكيميائيِّ بمعادلةٍ كيميائيّة موزونة تُبيّن الموادّ المُتفاعِلة والموادّ الناتجة، وكمياتِها، وحالتها الفيزيائية، وظروف التفاعُل، فمثلًا، يتفاعُل محلولُ نتراتِ الرصاص(II) $Pb(NO_3)_2$ مع محلولِ يوديدِ البوتاسيوم KI وينتجُ من تفاعُلهما محلولُ نترات البوتاسيوم KNO_3 ويترسّبُ يوديدُ الرصاصِ (II) PbI_2 وَفْقًا للمعادلة الآتية:

$$Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2KI_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2KNO_{3(aq)}$$

تُبيّنُ المعادلةُ الصيغ الكيميائيّة للموادِ المُتفاعِلة والناتجة، ولكنها لا تُوضّح الأيونات الموجبة والسالبة في محاليل المركبات الأيونيّةِ، حيثُ تتفاعل هذه الأيونات في ما بينها لتكوين النواتج، وهذا لا يظهر في المعادلة الكيميائية العامّة. ولتوضيح التفاعُلات التي تحدث في المحاليل المائيّة؛ استخدمَ الكيميائيون **المعادلة الأيونية Ionic Equation** حيثُ تظهرُ فيها الجسيمات المُتفاعِلة والناتجة جميعها في المحلولِ، وبهذا يُمكن إعادةُ كتابة المعادلة السابقة كما يأتي:

$$Pb^{2+}_{(aq)} + 2NO^{-}_{3\,(aq)} + 2K^{+}_{(aq)} + 2I^{-}_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2K^{+}_{(aq)} + 2NO^{-}_{3\,(aq)}$$

يتّضحُ من المعادلة أن أيونات البوتاسيوم K^+ وأيونات النترات NO_3^-، لم تتغير في طرفَي المعادلة؛ أي أنها لم تشترك في التفاعُلِ ولم يطرأ عليها أيّ تغيُّرٍ كيميائي، ويُطلَقُ عليها **الأيوناتُ المُتفرّجة Spectator Ions** وتُحذف من طرفَي المعادلة كما يأتي:

$$Pb^{2+}_{(aq)} + 2\cancel{NO^{-}_{3\,(aq)}} + 2\cancel{K^{+}_{(aq)}} + 2I^{-}_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2\cancel{K^{+}_{(aq)}} + 2\cancel{NO^{-}_{3\,(aq)}}$$

يتّضحُ أنه بحذفِ الأيونات المُتفرّجة من المعادلة يتبقّى أيوناتُ الرصاصِ Pb^{2+} التي تتفاعُل مع أيوناتِ اليوديد I^- وينتجُ من تفاعُلها يوديدُ الرصاص (II) PbI_2 على شكل راسبٍ أصفرِ اللّون.



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

أنظرُ إلى الشكل (10)، وبهذا تكون المعادلة الأيونية لهذا التفاعُل على النحو الآتي:

$$Pb^{2+}_{(aq)} + 2I^{-}_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)}$$

يُطلَقُ على المعادلةِ التي تظهرُ فيها الأيوناتُ المُتفاعِلة فقط **المعادلةُ الأيونية النهائيّة (الصافية)** **Net Ionic Equation** وقد تنتجُ من هذه الأيوناتِ مادّةٌ صُلْبة أو سائلة أو غازية.

تُحقّق المعادلةُ الأيونية النهائية الموزونة قانون حفظ الكتلة، حيثُ أنواعُ الذرّاتِ المُتفاعِلة والناتجة وعددُها قبل التفاعُل، وبعده تبقى ثابتة. فضلًا عن أنها تُحقّق قانون حفظ الشِّحنة أيضًا؛ فالمجموعُ الكُلّيُّ للشحنات الموجبة والسالبة على الموادّ المُتفاعِلة يُساوي مجموعهما على الموادّ الناتجة، أنظرُ إلى الجدول (1).

الجدولُ (1): تحقيقُ قانوني حفظِ الكتلة وحفظ الشِّحنة في المعادلة الأيونيّة.

	الموادّ المُتفاعِلة	الموادّ الناتجة
الموادّ المُتفاعِلة والناتجة	$Pb^{2+}_{(aq)} + 2I^{-}_{(aq)}$	$PbI_{2(s)}$
موازنةُ الذرات	1Pb , 2I	1Pb , 2I
موازنةُ الشِّحنات	$(1 \times +2) + (2 \times -1) = 0$	0

يتّضحُ مما سبق أنه يمكن التعبير عن تفاعُلاتِ المحاليل المائيّة بمعادلة أيونيّة نهائيةٍ، والأمثلةُ الآتية تُوضّح ذلك:

الربطُ بالحياةِ

يوديد الرصاص PbI_2 يُستخدَمُ بصفته مادة ملونة في صناعة الدّهانات؛ حيث يكسِبُها اللّونَ الأصفر، ومن أبرز طرائق تحضيرِه: تفاعلُ محلول يوديد البوتاسيوم KI مع محلول نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$ فيترسب يوديد الرصاص PbI_2.

المثال 1

يتفاعُل محلول كلوريد النحاس (II) $CuCl_2$ مع محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH ليتكوّن محلولُ كلوريد الصوديوم NaCl ويترسّبُ هيدروكسيد النحاس (II) $Cu(OH)_2$ كما في الشكل، بناءً على ذلك.

1 - أكتب معادلة التفاعل الموزونة.

2 - أكتب المعادلة الأيونية.

3 - أحدد الأيونات المتفرجة.

4 - أكتب المعادلة الأيونية النهائية.



تحليلُ السؤال (المعطيات):

الموادّ المُتفاعِلة: محلولُ $CuCl_2$، مع محلول NaOH.

الموادّ الناتجة: محلولُ NaCl وراسب $Cu(OH)_2$.

المطلوب: كتابةُ المعادلة الأيونية النهائية.

الحلُّ:

1 - أكتبُ معادلةَ التفاعُل الموزونة:

$$CuCl_{2(aq)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow 2NaCl_{(aq)} + Cu(OH)_{2(s)}$$

2 - أكتبُ المعادلة الأيونية:

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)} + 2Na^{+}_{(aq)} + 2OH^{-}_{(aq)} \rightarrow 2Na^{+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)} + Cu(OH)_{2(s)}$$

3 - أحدد الأيونات المُتفرّجةَ وهي $(2Na^{+} + 2Cl^{-})$، وأحذفها من طرفَي المعادلة:

$$Cu^{2+}_{(aq)} + \cancel{2Cl^{-}_{(aq)}} + \cancel{2Na^{+}_{(aq)}} + 2OH^{-}_{(aq)} \rightarrow \cancel{2Na^{+}_{(aq)}} + \cancel{2Cl^{-}_{(aq)}} + Cu(OH)_{2(s)}$$

4 - أكتبُ المعادلة الأيونية النهائية:

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2OH^{-}_{(aq)} \rightarrow Cu(OH)_{2(s)}$$

المثال 2

يتفاعُل محلـول نترات الفضـة $AgNO_3$ مع محلـولِ بروميد الصوديوم NaBr ويتكوّن محلـولُ نتـرات الصوديوم $NaNO_3$ ويترسب مُركّب بروميد الفضة AgBr. بناءً على ذلك، أكتب:

1 - معادلة التفاعل الموزونة.

2 - المعادلة الأيونية.

3 - المعادلة الأيونية النهائية.

تحليلُ السؤال (المعطيات):

الموادُّ المُتفاعِلة: محلولُ $AgNO_3$ مع محلول NaBr

الموادُّ الناتجة: محلولُ $NaNO_3$ وراسب AgBr

المطلوب: كتابةُ المعادلات: الموزونة، والأيونية، والنهائية.

الحلُّ:

1 - معادلة التفاعُل الموزونة:

$$AgNO_{3(aq)} + NaBr_{(aq)} \rightarrow AgBr_{(s)} + NaNO_{3\ (aq)}$$

2 - المعادلة الأيونيّة:

$$Ag^{+}_{(aq)} + NO^{-}_{3\ (aq)} + Na^{+}_{(aq)} + Br^{-}_{(aq)} \rightarrow AgBr_{(s)} + Na^{+}_{(aq)} + NO^{-}_{3\ (aq)}$$

أحذف الأيونات المُتفرّجة من طرفَي المعادلة:

$$Ag^{+}_{(aq)} + \cancel{NO^{-}_{3\ (aq)}} + \cancel{Na^{+}_{(aq)}} + Br^{-}_{(aq)} \rightarrow AgBr_{(s)} + \cancel{Na^{+}_{(aq)}} + \cancel{NO^{-}_{3\ (aq)}}$$

3 - المعادلة الأيونيّة النهائية:

$$Ag^{+}_{(aq)} + Br^{-}_{(aq)} \rightarrow AgBr_{(s)}$$

المثال 3

يتعادل محلولا حمض الهيدروكلوريك HCl وهيدروكسيد البوتاسيوم KOH وَفْقًا للمعادلة الموزونة الآتية:

$$HCl_{(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow KCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

أكتبُ المعادلة الأيونيّةَ النهائيةَ.

المطلوب: كتابةُ المعادلةِ الأيونيّةِ النهائيةِ.

الحلُّ:

أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ:

$$H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} + K^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

أحذفُ الأيوناتِ المُتفرّجة:

$$H^+_{(aq)} + \cancel{Cl^-_{(aq)}} + \cancel{K^+_{(aq)}} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} + \cancel{K^+_{(aq)}} + \cancel{Cl^-_{(aq)}}$$

أكتبُ المعادلةَ الأيونيّةَ النهائيّةَ:

$$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$$

المثال 4

اعتمادًا على المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:

$$2HCl_{(aq)} + Na_2S_{(aq)} \rightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_2S_{(g)}$$

1 - أكتب المعادلة الأيونية.

2 - أكتب المعادلة الأيونية النهائية.

الحلُّ:

أكتبُ المعادلةَ الأيونيّةَ وأحذفُ الأيوناتِ المُتفرّجةَ:

$$2H^+_{(aq)} + \cancel{2Cl^-_{(aq)}} + \cancel{2Na^+_{(aq)}} + S^{2-}_{(aq)} \rightarrow \cancel{2Na^+_{(aq)}} + \cancel{2Cl^-_{(aq)}} + H_2S_{(g)}$$

أكتبُ المعادلةَ الأيونيّةَ النهائيّةَ:

$$2H^+_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)} \rightarrow H_2S_{(g)}$$

أتحقَّق: يَتفاعُل محلولُ كلوريد الألومنيوم $AlCl_3$ مع محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH فينتجُ محلول كلوريد الصوديوم NaCl ويترسّبُ هيدروكسيد الألمنيوم $Al(OH)_3$.

1- أكتبُ معادلة التفاعل الموزونة.

2- أكتبُ المعادلةَ الأيونيّة.

3- أحدد الأيونات المتفرجة.

4- أكتبُ المعادلةَ الأيونيّةَ النهائيّة.



أُعدُّ فيلمًا قصيرًا باستخدام صانع الأفلام Movie Maker؛ مُوضِّحًا معادلةً أيونيّةً لتفاعُلٍ ما، والأيوناتِ المتفرّجةَ والمعادلةَ الأيونيّةَ النهائيّةَ، بحيث يحتوي الفيلم مفهوم كلٍّ منها، وأنموذجًا تمثيليًّا للتّفاعُلِ، ثمّ أشاركُه زملائي/ زميلاتي في الصفِّ.

مراجعةُ الدرس

1 - **الفكرةُ الرئيسة**: أقارنُ بين أنواع التفاعُلات الكيميائية من حيث الموادّ المُتفاعِلة والناتجة.

2 - أوضّحُ المقصود بكلٍّ من: تفاعُل الترسيب، المعادلة الأيونيّة النهائية، الأيونات المتفرّجة.

3 - يتفاعُل محلولٌ من فوسفات الصوديوم Na_3PO_4 مع محلولٍ من كلوريد الحديد (III) $FeCl_3$ فينتجُ محلولٌ من كلوريد الصوديوم NaCl ويترسب فوسفات الحديد (III) $FePO_4$.

أ . أكتبُ المعادلةَ الكيميائيّة الموزونة.

ب . أكتبُ المعادلةَ الأيونية.

جـ. أُحدّدُ الأيوناتِ المتفرّجة في المعادلة.

د . أكتبُ المعادلةَ الأيونية النهائية.

4 - **أصنّفُ** التفاعلات الكيميائيةَ الآتية إلى أنواعها الرئيسة: الاتّحاد، التحلُّل، الإحلال الأحاديّ، الإحلال المزدوج:

أ . $HNO_{3(aq)} + LiOH_{(aq)} \rightarrow LiNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$

ب . $CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \rightarrow CaCO_{3(s)}$

جـ. $Fe_{(s)} + 2AgNO_{3(aq)} \rightarrow Fe(NO_3)_{2(aq)} + 2Ag_{(s)}$

د . $NH_4NO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} N_2O_{(g)} + 2H_2O_{(g)}$

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

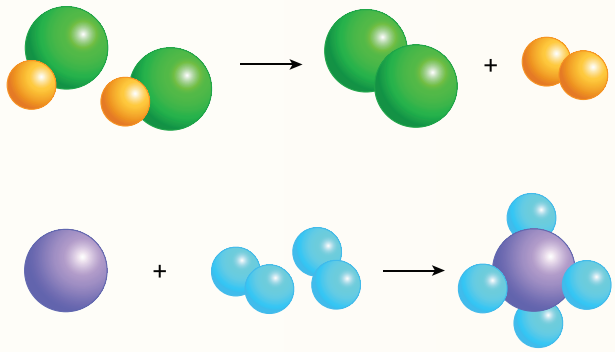
أ . $HBr_{(aq)} + KCN_{(aq)} \rightarrow HCN_{(g)} + KBr_{(aq)}$

ب . $BaCl_{2(aq)} + K_2CO_{3(aq)} \rightarrow 2KCl_{(aq)} + BaCO_{3(s)}$

جـ. $HI_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaI_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

6 - **السبب والنتيجة**: لماذا يحلُّ عنصر الفلور F_2 محلّ عنصر اليود I_2 في محلولٍ مائيٍّ ليوديدِ البوتاسيوم KI.

7 - **أستنتجُ** معادلةً كيميائية عامة تُمثّل كلًّا من التفاعُلين الآتيين واحدد نوع التفاعل:



تركيزُ المحاليل
Concentration of Solutions

الدرسُ 2

الفكرةُ الرئيسة:

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

نتاجاتُ التعلُّم:

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

المفاهيمُ والمصطلحات:

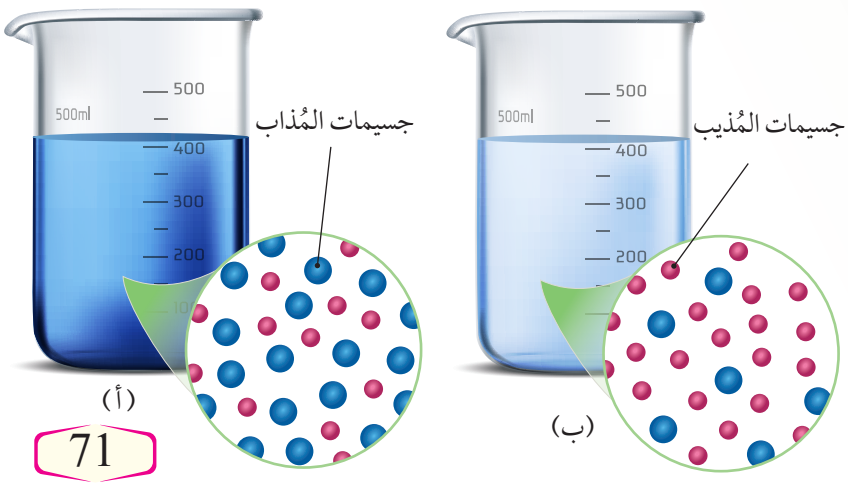
المحلولُ المُرَكَّزُ
Concentrated Solution
المحلولُ المُخَفَّفُ Diluted Solution
الكسرُ المولي Mole Fraction
النسبةُ المئويّةُ بالكتلةِ
Mass Percent
النسبةُ المئويّةُ بالحجمِ
Volume Percent
المولاريّةُ Molarity
المولاليّةُ Molality
المحاليلُ القياسيّةُ
Standard Solutions

التعبيرُ عنِ التركيز Expression of Concentration

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

يُعَدُّ تركيزُ المحلول مقياسًا للتعبير عن كميةِ المادّة المُذابة في كميّةٍ محدّدة منَ المُذيب أو المحلول. ويمكنُ التعبيرُ عنِ التركيز وصفيًّا بكلمةِ مُخَفَّفٍ أو مُرَكَّز، **فالمحلول المركز** Concentrated Solution يحتوي كميّة كبيرة منَ المادّة المُذابة، في حين يحتوي **المحلول المخفف** Diluted Solution كميّة قليلة منَ المُذاب في الحجم نفسِه منَ المُذيب، فمثلًا، محلولٌ يحتوي 200 g منَ السُّكّر في حجم 1L منَ الماءِ، وَآخَرُ يحتوي 20 g منَ السُّكّر في الحجم نفسِه، فإنّ طعمَ المحلولِ الأولِ أكثرُ حلاوةً منَ طعمِ المحلولِ الثاني، ويُوصَفُ المحلول بأنّه مُرَكَّز Concentratd في حين يُوصَفُ المحلولُ الثاني بأنّه مُخَفَّف Diluted. وكذلك يمكنُ ملاحظةُ اختلاف شدّة اللون الأرزق لمحلول كِبريتات النُّحاس المُخَفَّفِ والمحلول المُرَكَّز. ويوضِّحُ الشكل (11) محلولًا مُرَكَّزًا وَآخَرَ مُخَفَّفًا من كِبريتات النُّحاس (II).

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



الشكلُ (11):
(أ) محلولٌ مُرَكَّزٌ من كِبريتات النُّحاس (II).
(ب) محلولٌ مُخَفَّفٌ من كِبريتات النُّحاس (II).

الكسرُ الموليُّ Mole Fraction

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

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

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

X_a الكسرُ الموليُّ للمُذيب.

n_a عددُ مولات المُذيب.

X_b الكسرُ الموليُّ للمُذاب.

n_b عددُ مولات المُذاب.

المثال 5

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

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

عددُ مولات الماء = 4 mol

عددُ مولات EG = 1.25 mol

المطلوب: حسابُ الكسر الموليِّ لكلٍّ من H_2O و EG.

الحلّ:

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

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

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

المثال 6

أحسُبُ الكسرَ المولِيَّ للإيثانول C_2H_6O في محلول تكوّنَ من خلط 300 g منه معَ 27 mol منَ الماء. علمًا أنّ الكتلة المولية (C_2H_6O) $Mr = 46$ g/mol

تحليلُ السؤال (المُعطيات):

كتلةُ الإيثانول m = 300 g

عددُ مولات الماء n = 27 mol

الكتلة المولية (Mr) للإيثانول = 46 g/mol

المطلوب: حسابُ الكسر المولي للإيثانول.

الحلّ:

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

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

أعوّضُ:

$$n(C_2H_6O) = \frac{300\ \text{g} \times 1\ \text{mol}}{46\ \text{g}} = 6.5\ \text{mol}$$

وعليه، فإنّ الكسرَ المولِيَّ للإيثانول:

$$X = \frac{6.5}{6.5 + 27}$$

$$X = \frac{6.5}{33.5} = 0.19$$

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



الشكلُ (12): النسب المئوية لمكوِّنات أحد العصائر.

النسبةُ المئويةُ بالكتلة Mass Percent

تعرف **النسبة المئوية بالكتلة** **Mass Percent (*m* %)** بأنها النسبة المئوية بين كتلة المُذاب إلى كتلة المحلول؛ حيث تساوي كتلة المحلول مجموع كتلتي المُذاب والمُذيب؛ لذا تُستخدَم النسبة المئوية بالكتلة في التعبير عن تراكيز المحاليل التي يكون فيها المُذاب صُلبًا والمُذيب سائلًا. وغالبًا يُنظَرُ إلى النسبة المئوية بالكتلة بِوَصفِها عدد غرامات المُذاب 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 المُذيب الفعلية 92 g من الماء. ويوضح الشكل (12) النسب المئوية بالكتلة المكتوبة على علبة زجاجية لمكوِّنات محلول أحد العصائر.

ويمكن التعبير عن النسبة المئوية بالكتلة بصيغة رياضية كما يأتي:

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

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

الربط بالصحة

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

المثال 7

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

تحليلُ السؤال (المُعطيات):

كتلةُ المُذاب = 40 g

كتلةُ المُذيب = 160 g

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

الحلّ:

أحسُبُ كتلةَ المحلول: $m\ of\ solution = 40 + 160 = 200\ g$

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

المثال 8

أحسُبُ كتلةَ هيدروكسيد الصوديوم NaOH اللازمةَ لتحضير محلول كتلتُهُ 60 g بتركيز 3 % بالكتلة.

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

كتلةُ المحلول= 60 g

النسبةُ المئويّةُ بالكتلة = 3 %

المطلوب: حسابُ كتلةِ المُذاب NaOH

الحلّ:

أعوّضُ في القانون:

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

$$m\ NaOH = 1.8\ g$$

✓ **أتحقَّق:** أحسُبُ النسبة المئويّة بالكتلة للمحلول الناتج من إذابة 70 g من نترات البوتاسيوم KNO_3 في 230 g منَ الماء المُقَطَّر.

النسبةُ المئويّةُ بالحجم Volume Percent

تعرفُ **النسبةُ المئويّةُ بالحجم** **Volume Percent (*V* %)** بأنّها النسبةُ المئويّة بين حجم المُذاب إلى حجم المحلول، ويقاسُ حجمُ المحلول بمجموع حجمَي المُذاب والمُذيب.

تُستخدَمُ النسبةُ المئوية بالحجم في التعبير عن تراكيز المحاليل التي يكون فيها المُذاب والمُذيب في الحالة السائلة، ويمكنُ النظرُ إلى النسبة المئويّة بالحجم بِوَصفِها حجمَ المُذاب (mL) في 100 mL منَ المحلول، ويوضِّحُ الشكل (13) النسبةَ المئويّةَ بالحجم المكتوبةَ على علبة زجاجيّةٍ لمحلولِ حِمض الكِبريتيك؛ حيثُ تشيرُ النسبة 98 % إلى تركيز محلول الحِمض؛ أي أنّ كلَّ 100 mL منَ المحلول يحتوي 98 mL منَ الحِمض و 2 mL منَ الماء.

ويمكنُ التعبيرُ عنِ النسبة المئويّة بالحجم بصيغة رياضيّة على النَّحوِ الآتي:

$$\text{النسبةُ المئويّةُ بالحجم } (V\,\%) = \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} \times 100\,\%$$

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



الشكلُ (13): النسبة المئويّةُ بالحجم لمحلول حِمض الكِبريتيك.

أفكّر: ما الفرقُ بين النسبة المئويّة بالكتلة والنسبة المئويّة بالحجم؟

المثال 9

أحسُبُ النسبةَ المئويّةَ بالحجم (*V* %) لمحلول منَ الإيثانول C_2H_5OH حُضِّرَ بإذابة 65 mL منه في كميّةٍ منَ الماء المُقَطَّرِ حتى أصبح حجمُهُ 300 mL

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

حجمُ الإيثانول المُذاب = 65 mL

حجمُ المحلول = 300 mL

المطلوب: حسابُ النسبة المئويّة بالحجم لمحلول الإيثانول.

الحلّ:

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

أتحقَّق: أحسُبُ النسبة المئويّة بالحجم لمحلول منَ الأسيتون CH_3COCH_3 حُضِّرَ بإذابة 28 mL منه في كميّة منَ الماء المُقَطَّرِ حتى أصبح حجمُ المحلول 150 mL

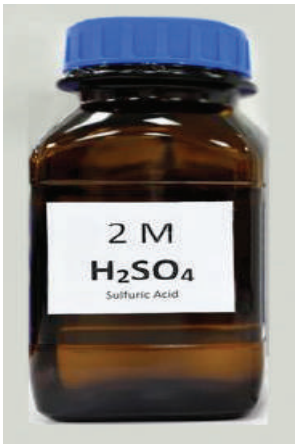
الربطُ بالصناعة

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 سامّ، ولا يحتوي الكبريت أو المركبات الأروماتية (العطرية)، ولا يحتوي النفط كذلك، ولكنّه يمكن مزجه بديزل «النفط» لتكوين الديزل الحيوي الممزوج، الذي يتكون من 20% بالحجم ديزل حيوي و 80% بالحجم ديزل من النفط.

المولاريّة Molarity

تُعَدُّ المولاريّةُ من أكثر الوحدات شيوعًا في قياس التركيز، وتسمّى أيضًا التركيزَ المولاريّ أو **المولاريّة Molarity (M)** وهي عددُ مولات المادّة المُذابة في لتر واحد منَ المحلول، فمثلًا، محلولٌ حجمُهُ 1L يحتوي 1 mol منَ المُذاب يكون تركيزُهُ 1 mol/L أو يُكتَبُ على النَّحو (1 M). أنظرُ إلى الشكل (14) الذي يبيِّنُ التركيزَ المولاريّ لمحلول حِمض الكِبريتيك H_2SO_4. ويمكنُ التعبيرُ عنِ المولاريّة بصيغة رياضيّة على النَّحوِ الآتي:



الشكلُ (14): التركيزُ المولاريُّ لمحلول H_2SO_4.

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

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

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

المثال 10

أحسُبُ مولارية محلول من نترات الصوديوم $NaNO_3$ حجمُهُ 0.5 L يحتوي 0.1 mol منَ المُذاب.

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

حجمُ المحلول = 0.5 L

عددُ مولات المُذاب = 0.1 mol

المطلوب: حسابُ مولاريّة المحلول (التركيز المولاريّ).

الحلّ:

أعوّضُ في القانون:

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

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

المثال 11

أحسُبُ مولاريّةَ محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH حُضِّرَ بإذابة 5.6 g في 0.2 L منَ الماء. علمًا أنّ الكتلة المولّية (KOH) $Mr = 56$ g/mol

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

حجمُ المحلول = 0.2 L

كتلةُ المُذاب m = 5.6 g

الكتلة المولية (Mr) = 56 g/mol

المطلوب: حسابُ مولاريّة المحلول.

الحلّ:

أحسُبُ عدد مولات (n) هيدروكسيد البوتاسيوم:

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

أحسُبُ مولاريّة المحلول :

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

الربطُ بالمهن

فنيو الصيدلة

يستعين بعض الصيادلة بفنيّي 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.

✓ أتحقّق:

1- أحسُبُ كتلةَ السّكّر $C_6H_{12}O_6$ اللازمةَ لعمل محلول حجمُهُ 2 L وتركيزه المولاري 0.04 M. علمًا أنّ الكتلة المولّية Mr = 180 g/mol ($C_6H_{12}O_6$)

2- أحسُبُ حجم محلول من كلوريد الكالسيوم $CaCl_2$ مولاريته 1.11 M علمًا أنّ كتلة المذاب $CaCl_2$ 1.11g والكتلة المولية له = 111g/mol

المولاليّة Molality

يتأثرُ حجم المحلول بتغيّر درجة حرارته، فيزداد حجمُهُ بزيادة درجة الحرارة؛ ما يُقلّلُ من تركيزه، كما أنّ انخفاضَ درجة حرارته يُقلِّلُ من حجمه، فيزداد تركيزُه، إلّا أنّ عدد مولات المُذيب والمُذاب لا تتغيّر، وكذلك كُتَلَ الموادّ لا تتغيّر في المحلول بتغيّر درجة الحرارة؛ لذلك يمكن التعبير بشكل دقيق عن تركيز المحلول عن طريق عدد مولات المُذاب في كتلة معيّنة منَ المُذيب، ويسمّى هذا التركيزُ **المولاليّة Molality (m)** وهي نسبةُ عدد مولات المُذاب في 1 kg منَ المُذيب، فمثلًا، محلولٌ يحتوي 1 mol منَ المُذاب في 1 kg منَ المُذيب يكونُ تركيزُهُ 1 mol/kg. ويمكنُ التعبيرُ عنِ المولاليّة بصيغة رياضيّة على النَّحوِ الآتي:

$$\text{المولاليّة (التركيز المولاليّ) m} = \frac{\text{عدد مولات المُذاب } (mol)}{\text{كتلة المذيب } (kg)}$$

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

المثال 12

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. .

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

عددُ مولات المُذاب = 6 mol

كتلةُ المُذيب = 8 kg

المطلوب: حسابُ مولاليّة المحلول.

الحلّ:

أعوّضُ في القانون:

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

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

المثال 13

أحسُبُ المولالية لمحلول يحتوي 25 g من كِبريتات الصوديوم Na_2SO_4 مُذابة في 500 g من الماء.

علمًا أنّ الكتلة المولية Na_2SO_4 $Mr = 142$ g/mol

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

كتلةُ المُذاب = 25 g

الكتلةُ المولية للمُذاب = 142 g/mol

كتلةُ المُذيب = 500 g

المطلوب: حسابُ المولاليّة.

الحلّ:

أحوّلُ كتلة المُذاب إلى مولات:

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

- أحوّلُ كتلة المُذيب من وحدة g إلى وحدة kg وذلك بالقسمة على 1000 فينتج 0.5 kg
- أعوّضُ في القانون:

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

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

أفكّر: كيف يمكنُ حسابُ الكسر المولي لِمُكوّنات محلول مائيّ بمعرفة مولاليَّته؟

أتحقّق: أحسُبُ مولاليّةَ المحلول الذي يحتوي 8.4 g فلوريد الصوديوم NaF مُذابة في 400 g منَ الماء المُقَطَّر.

علمًا أنّ الكتلة المولية $Mr = 42$ g/mol (NaF)



الشكلُ (15): دوارقُ حجميّةٌ مختلفةُ الحُجوم

المحاليلُ القياسيّة Standard Solutions

تُستخدمُ في مختبرات الكيمياءِ **محاليلُ قياسيّة Standard Solutions**، وهي محاليلُ معلومةُ التركيزِ بدقّة.

يحتوي 1 L منَ المحلول القياسيّ 1 mol منَ المُذاب، ويمكنُ تحضيرُهُ بإذابة كتلة معيّنة منَ المادّة في كميّة محدّدة منَ المُذيب النقيّ، مثل الماء المُقَطَّر، وَيُستخدمُ لهذه العمليّة دورقٌ حجميٌّ مناسب. أنظرُ إلى الشكل (15)، الذي يوضِّحُ دوارقَ حجميّةً مختلفةَ الحُجوم.

يُجري الكيميائيُّ أحيانًا تجاربَ مِخبريّةً باستعمال كميّة صغيرة منَ المحلول بدلًا منَ استعمال كميّة كبيرة؛ لذلك يمكنُ تحضيرُ المحلول المطلوب عبر التحكُّم في حجمِهِ وفي كتلة المُذاب، فمثلًا، يمكنُ تحضيرُ محلول تركيزُهُ 0.1 M من هيدروكسيدِ الصوديوم NaOH بطرائقَ عدّة، منها: إذابة 4 g منه في حجم 1 L منَ المحلولِ، أو إذابة 0.4 g منه في حجمِ 100 mL أو إذابة 0.04 g في 10 mL وهكذا.

أعملُ فيلمًا قصيرًا باستخدام صانع الأفلام movie maker، يوضِّحُ طرائقَ التعبير عنِ التركيز: (الكسر المولي، النسبة المئويّة بالكتلة، النسبة المئويّة بالحجم، المولاريّة، المولاليّة)، بحيثُ يشتمل على مفهوم كلٍّ منها، وصيغِها الرياضيّة، بإشراف معلّمي/ معلمتي ثم أشاركه مع زملائي/ زميلاتي في الصفّ.

أبحثُ: مُستعينًا بمصادر المعرفة المناسبة، أبحثُ عمّا يُعَبِّرُ عن تركيز المحاليل باستخدام طريقة الجزء مِنَ المليون Part Per Million (PPM) وطريقة العيارية Normality (N) مُعَرِّفًا الطريقةَ، وَمُبَيِّنًا أهميّةَ استخدامِ كل منها، وَمُوَضِّحًا تطبيقاتِها العمليّة، ثمّ أكتبُ تقريرًا عن ذلك بإشراف معلّمي/ معلمتي ثم أشاركه مع زملائي/ زميلاتي في الصفّ.

التجربةُ 3

المحلولُ القياسيّ

الموادُّ والأدوات:

بيرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$، ميزان كتلة حسّاس، دورق حجميّ سَعة 500 mL ماء مُقَطَّر، ملعقة تحريك زجاجية، كأس زجاجيّة سَعة 100 mL، ملعقة، صحن زجاجيّ، قطّارة.

إرشاداتُ السلامة:

أتوخّى الخذر عند استخدام الموادّ الكيميائيّة.

أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقُفّازات.

خطواتُ العمل:

1- **أقيسُ** بميزان كتلة حساس، 0.79 g من بيرمنغنات البوتاسيوم.

2- أضعُ الكتلةَ المَقيسَةَ في الكأس الزجاجيّة، وَأُضيفُ إليها كميّةً قليلة منَ الماء المُقَطَّر، ثمّ أُحرِّكُها حتى تذوبَ تمامًا.

3- أسكُبُ المحلولَ الناتج في الدورق الحجميّ سَعة 500 mL

4- أُكَرِّرُ مرّاتٍ عدّة إضافةَ كميّة قليلة منَ الماء المُقَطَّر إلى الكأس الزجاجيّة، وأحرِّكُ المحلولَ ثمّ أسكُبُهُ في الدورق الحجميّ حتى يقتربَ مستواهُ منَ العلامة الموجودة على عُنق الدورق.

5- **أُلاحظ:** أستخدمُ القطّارة في إضافة الماء المُقَطَّر تدريجيًّا إلى الدورق الحجميّ حتى يصبح مستوى تَقَعُّرِ المحلول عند مستوى العلامة على عُنق الدورق، ثمّ أرجُّ المحلولَ حتى يتجانس.

التحليلُ والاستنتاج:

1- **أستخدم الأرقام** أحسُبُ عددَ مولات بيرمنغنات البوتاسيوم (Mr = 158 g/mol).

2- **أستخدم الأرقام** أحسُبُ مولاريّةَ المحلول الناتج.

3- **أتوقّع:** ماذا يحدثُ لتركيز المحلول عندما تُضافُ إليه كميّةٌ أُخرى منَ المُذيب؟ أبرر إجابتي.

تخفيفُ المحاليل Dilution of Solutions

يمكنُ الحصـولُ على المحلول المُخَفَّف بإضافـة كميّة منَ المُذيب إليه؛ حيث يـزدادُ حجمُـهُ نتيجـةً لزيـادة كميّـة المُذيـب فيـزدادُ عـددُ جُسيمات المُذيـب ويقـلُّ -في الوقتِ نفسِـه- تركيـزُ المُذاب، ومـن ثَمَّ، يقـلُّ تركيزُ المحلـول، علمًـا أنّ كتلة المُـذاب وعددَ مولاته فـي المحلول يبقيـان ثابتين.

باستخدام الصيغة الرياضيّة لقانون المولاريّة: $M = \frac{n}{V}$

ومنها نجد أنّ: $n = M \times V$

ولمّا كان عددُ مولات المُذاب يبقى ثابتًا ولا يتغيّر بتخفيف المحلول، فإنّ عددَها قبلَ التخفيف يساوي عددَها بعدَ التخفيف، وبذلك يمكنُ حسابُ عدد مولات المحلول، قبلَ التخفيف وبعدَه، باستخدام معادلة التخفيف كما يأتي:

عدد المولات بعدَ التخفيف = عدد المولات قبلَ التخفيف

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

المثال 14

أحسُبُ مولاريّةَ محلول حُضِّرَ بإضافة 380 mL منَ الماء المُقَطَّر إلى 20 mL من محلول تركيزُهُ 0.2 M

تحليلُ السؤال (المُعطيات)

مولاريّةُ المحلول قبلَ التخفيف = 0.2 M

حجمُ المحلول قبلَ التخفيف = 20 mL

حجمُ الماء المُضاف للتخفيف = 380 mL

المطلوب: حسابُ مولاريّة المحلول بعد التخفيف.

الحلّ:

عند إضافة الماء إلى المحلول يزداد حجمَهُ؛ لذلك فإنّ

حجم المحلول النهائيّ V_2: $V_2 = 20 + 380 = 400$ mL

وبالتعويض في العلاقة السابقة:

عدد المولات بعدَ التخفيف = عدد المولات قبلَ التخفيف

$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$

$0.2 \times 20 = M_2 \times 400$

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

$= 0.01M$

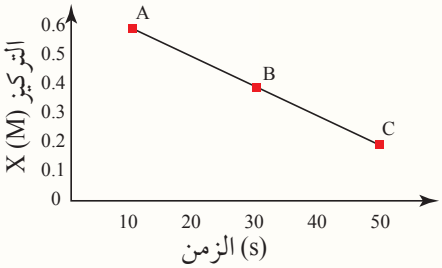
أتحقَّـق: أحسُـبُ حجـمَ المـاء الـلازم إضافتُـهُ إلـى 50 mL مـن محلـول كلوريـد البوتاسـيوم KCl الـذي تركيـزُهُ 4 M ليصبـح تركيـزُهُ 0.2 M

مراجعةُ الدرس

1 - **الفكرةُ الرئيسة:** أوضِّحُ الفرق بين طرائق حساب تركيز المحلول.

2 - **أستخدم الأرقام.** أحسُبُ الكسرَ الموليَّ لكلٍّ منَ الماء ونترات البوتاسيوم KNO_3 في محلول منهما، علمًا أنّ عدد مولات الماء 5 mol وعدد مولات نترات البوتاسيوم 3 mol.

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



أ . ما نوع العلاقة البيانية في الشكل؟

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

جـ. **أتوقع** الوقت اللازم للمحلول حتى يصبح تركيزه 0.1 M (50 s، أكبر من 50 s، أقل من 50 s)، أبرر إجابتي.

د. **أستخدم الأرقام.** أحسب عدد مولات المادة X عند الزمن (30 s) ، علمًا أنّ حجم المحلول 200 mL

4 - **أستخدم الأرقام.** أحسُبُ النسبة المئويّة بالحجم لمحلول من HBr تكوَّنَ بإذابة 40 mL منه في كميّة منَ الماء المُقَطَّر حتى أصبح حجمُ المحلول 300 mL.

5 - **أستخدم الأرقام.** أحسُبُ مولاريّة محلول يحتوي 5 g من كِبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 مُذابة في الماء بحيث يصبح حجم المحلول 100 mL، علمًا أنّ الكتلة الموليّة (K_2SO_4) $Mr = 174$ g/mol.

6 - **أستخدم الأرقام.** أحسُبُ مولاليّة محلول يحتوي 30 g من بروميد الليثيوم LiBr مُذابة في 300 g منَ الماء. علمًا أنّ الكتلة الموليّة (LiBr) $Mr = 87$ 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.** أحسُبُ حجم الماء اللازم إضافتُهُ إلى 5 mL من محلول NaOH ذي التركيز 0.1 M ليصبح تركيزُهُ 0.001 M.

الفكرةُ الرئيسة:

تستندُ الحسابات الكيميائيّة المبنيّة على المادة المُحدّدة للتّفاعُل إلى المقارنة بين عدد المولات اللازمة للتّفاعُل والمولات المتوافرة، وتتحدّد كمية المادة الناتجة بناءً على المادة المُحدّدة للتّفاعُل.

نتاجاتُ التعلُّم:

- أستنتجُ من التفاعل الكيميائي المادّةَ المُحدّدة للتّفاعُل والفائضة عنه، ثم أحسبُ كتلة كلٍّ منهما.
- أحسبُ كتلةَ مادّةٍ ناتجة بمعرفة المادة المُحدّدة للتّفاعُل.

المفاهيمُ والمصطلحات:

المادةُ المُحدّدة للتفاعل Limiting Reactant

المادةُ الفائضة Excess Reactant

اقتصاد الذرة Atom Economy

المادةُ المُحدّدة للتفاعُل Limiting Reactant

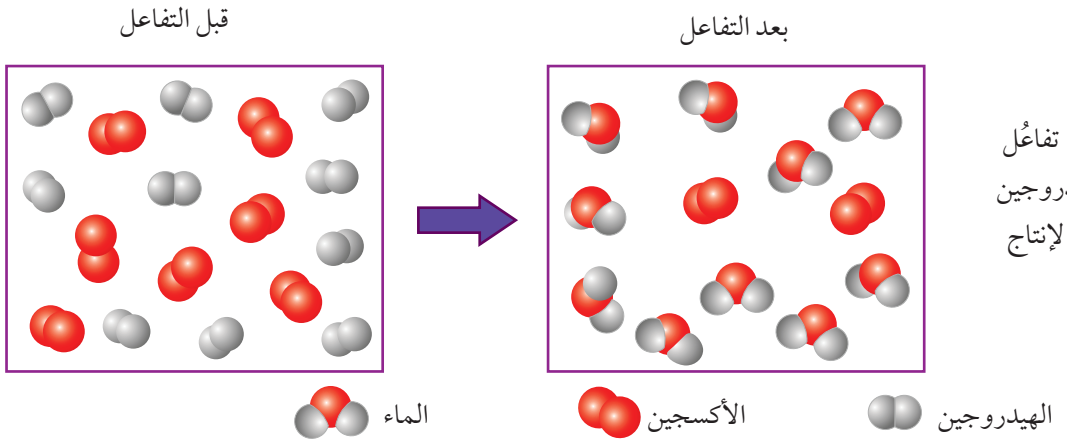
تُجرَى التفاعُلاتُ الكيميائية في المختبرات والمصانع بناءً على حساب كميات الموادّ وَفْقًا لنِسَبها المُوليّةِ في المعادلة الموزونة، وقد درستُ سابقًا كيفيّة إجراء الحسابات الكيميائية بمعرفة كميّة إحدى الموادّ المُتفاعِلة أو الناتجة.

ولكن، ماذا يحدث عند خلط كميات معلومة من الموادّ المُتفاعِلة بنسبة موليّة تختلفُ عن النسبة التي تُحدّدها المعادلة الموزونة؟ ومتى يتوقّفُ التفاعُل؟ وما المادة التي تُحدّد نهايته؟ وكيف يمكنُ حساب كميات الموادّ الناتجة؟

عند خلطِ كميّاتٍ معلومة من موادَّ مُتفاعِلة بنسبةٍ لا تتطابق مع نسبها المولية في المعادلة الموزونة، فمن النادر أن تُستهلَكَ كميات الموادّ جميعها في أثناءِ التفاعُل؛ إذْ يتوقّف التفاعُل باستهلاك كميّة إحدى الموادّ المُتفاعِلة كليًّا، وتُسمّى **المادّة المُحدّدة للتفاعل Limiting Reactant** وهي المادّة المُتفاعِلة التي تُستهلك كليًّا في التفاعُلِ وتحدِّدُ كمية المادة الناتجة، في حين تتبقّى كميةٌ زائدةٌ من مادّة مُتفاعِلة أخرى أو أكثر لم تُستهلَك كليًّا في أثناء التفاعُل تُسمّى **المادةَ الفائضة Excess Reactant** فمثلًا، يتفاعُل غازا الهيدروجين والأكسجين كما في المعادلة الآتية:

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)}$$

يتبيّنُ من المعادلة الموزونة أنه عندما يتفاعل 2 mol من الهيدروجين مع 1 mol من الأكسجين، فإنّهما يُستهلَكان كلّيًّا ويتوقّف التفاعُل. وبهذا تكونُ المادتان كلتاهما محدّدتين للتفاعُل، ولكن، أيُّ المادتين ستكونُ المادةَ المُحدّدة للتفاعُل عندَ تفاعُلِ 10 mol من الهيدروجينِ مع 7 mol من الأكسجين؟



الشكلُ (16): تفاعُل جزيئات الهيدروجين والأكسجين لإنتاج الماء .

يُتوقَّع أن تُستهلَك إحدى المادتين قبل الأخرى وتكون هي المُحدّدة للتفاعُل. لتعرُّف ذلك أنظرُ إلى الشكل (16) .

يتّضحُ من الشكل أنّ 10 mol من الهيدروجين تفاعلت كليًّا مع 5 mol من الأكسجين، ونتجَ من ذلك 10 mol من الماء، وبذلك تُستهلَك كمية الهيدروجين جميعُها في أثناء التفاعُل، وبعد ذلكَ يتوقّف التفاعُل، وبهذا يكون الهيدروجين هو المادة المُحدّدة للتفاعُل، وفي المقابل يتبقّى 2 mol من الأكسجين دون أن تتفاعَلَ بسبب استهلاكِ كمية الهيدروجين كُلّها، ويكون الأكسجينُ هو المادّة الفائضة في التفاعُلِ.

الحساباتُ المبنيّةُ على المادّة المُحدّدة

Calculations Depending on Limiting Reactant

تتحدّدُ كميّةُ المادة الناتجة بمعرفة المادة المُحدّدة للتفاعُل التي تُستهلَك تمامًا، فعندَ تفاعُل كميّاتٍ معلومة من موادَّ مُختلفةٍ؛ فإنّه لا بدّ من معرفة المادة المُحدّدة للتفاعُل، ويجري ذلك عن طريق حساب عدد المولات الفعلية للمواد المتفاعلة ومقارنتِها بنسبتها المولية من المعادلة الموزونة.

وبمعرفة كتلة المادّةِ المُحدّدة للتفاعُل، فإنّه يُمكن حساب كتل الموادّ الفعلية المتفاعلة والناتجة، والأمثلة الآتية توضح ذلك:

المثال 15

أُضيفُ 8 mol من البوتاسيوم K إلى 5 mol من غاز الكلور Cl_2 للتفاعُل وَفْقًا للمعادلة الموزونة الآتية:

$$2K_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2KCl_{(s)}$$

أ . أستنتجُ المادة المُحدّدة للتفاعُل.

ب. أحسب عدد مولات المادّةِ الناتجة.

تحليلُ السؤال (المعطيات)

عددُ مولاتِ البوتاسيوم K = 8 mol

عددُ مولاتِ الكلور Cl_2 = 5 mol

المطلوب: أستنتجُ المادة المُحدّدة للتفاعُل.

الحلُّ:

أ . أُحدّدُ النسبةَ الموليّة بينَ K و Cl_2 من المعادلة الموزونة الآتية:

$$\frac{(2\ mol\ K)}{(1\ mol\ Cl_2)}$$

أحسبُ عدد مولاتِ (n) البوتاسيوم K اللازمةِ للتفاعُل، اعتمادًا على مُعطيات السؤال كما يأتي:

عدد المولات المطلوبة للتفاعُل= النسبة المولية × عدد المولات المتوافرة.

Moles needs = mol ratio × moles available

$$n\ K = \frac{2\ mol\ K}{1\ mol\ Cl_2} \times 5\ mol\ Cl_2$$

$$= 10\ mol$$

وبهذا، فإنّ عدد مولات البوتاسيوم K المطلوبةِ للتفاعُل 10 mol وعدد المولات المتوافرة 8 mol وهي أقلّ ممّا يلزم للتفاعُل، فإنّ البوتاسيوم K هو المادة المُحدّدة للتفاعُل. والكلور Cl_2 المادة الفائضة.

ب. أحسبُ عدد مولاتِ المادّة الناتجة بالاعتمادِ على المادة المُحدّدة للتفاعُل كما يأتي:

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

وعليه، فإنّ: $n\ K = n\ KCl = 8\ mol$

المثال 16

يحترقُ غازُ الإيثينِ بوجود الأكسجين احتراقًا تامًّا وَفْقًا للمعادلة الكيميائيّة الموزونةِ الآتية:

$$C_2H_{4(g)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

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

أستنتجُ المادةَ المُحدّدة للتفاعُل، علمًا أنّ الكتل المولية بوحدة g/mol هي: ($C_2H_4 = 28$, $O_2 = 32$)

تحليلُ السؤال (المعطيات)

كتلةُ الإيثين $C_2H_4 = 18.7\ g$

كتلةُ الأكسجين $O_2 = 7.4\ g$

الكتل المولية بوحدة g/mol ($C_2H_4 = 28$, $O_2 = 32$)

المطلوب: أستنتجُ المادة المُحدّدة للتفاعُل.

الحلُّ:

أحسبُ عدد مولاتِ كلّ مادةٍ مُتفاعِلة بضرب كتلتِها في معامل تحويلٍ يساوي معكوسَ كتلتِها الموليّة كما يأتي:

$$18.7\ g\ C_2H_4 \times \frac{1\ mol\ C_2H_4}{28\ g\ C_2H_4} = 0.67\ mol\ C_2H_4$$

$$7.4\ g\ O_2 \times \frac{1\ mol\ O_2}{32\ g\ O_2} = 0.23\ mol\ O_2$$

أُحدّدُ النسبةَ الموليّة للموادّ المُتفاعِلة من المعادلةِ الموزونةِ وهي النسبة المطلوبة للتفاعُل:

$$\frac{1\ mol\ C_2H_4}{3\ mol\ O_2}$$

أحسبُ عدد مولاتِ الأكسجين اللازمة للتفاعُل:

$$n\ O_2 = \frac{3\ mol\ O_2}{1\ mol\ C_2H_4} \times 0.67\ mol\ C_2H_4 = 2.01 mol\ O_2$$

عددُ مولاتِ الأكسجين المطلوبة للتفاعُل 2.01 mol، وعددُ المولاتِ المتوافرة 0.23 mol، وهي أقلّ ممّا يلزم للتفاعُل، وعليه، الأكسجين O_2 هو المادة المُحدّدة للتفاعُل، والإيثين C_2H_4 هو المادةُ الفائضة.

المثال 17

أضيفُ 50 g من الفسفور الأبيض P_4 إلى 100 g من غاز الأكسجين O_2 لإنتاج الأكسيد P_4O_{10} وَفْقًا للمعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:

$$P_{4(s)} + 5O_{2(g)} \rightarrow P_4O_{10(s)}$$

فإذا علمتُ أن الكُتل المولية بوحدة g/mol هي ($P_4 = 124$, $O_2 = 32$, $P_4O_{10} = 284$)

أ . أحسبُ كتلةَ المادة الناتجة.

ب. أحسبُ كتلةَ المادة الفائضة.

جـ. أحسبُ: المردود المئويّ للتفاعُل، علمًا أنّ المردود الفعلي له 84.6 g

تحليل السؤال (المعطيات)

كتلةُ الفسفور الأبيض $P_4 = 50\ g$

كتلةُ الأكسجين $O_2 = 100\ g$

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

المطلوب: أحسبُ كتلةَ المادة الناتجة، وأحسبُ كتلة المادة الفائضة، والمردود المئوي للتفاعل.

الحلُّ:

أ . حسابُ كتلةِ المادة الناتجة

لحساب كتلة المادة الناتجة أحدّد المادة المحددة للتفاعُل.

أحسبُ عدد مولاتِ كلّ مادة مُتفاعِلة:

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

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

أُحدّدُ النسبةَ المولية للمواد المُتفاعِلة من المعادلة الموزونة الآتية:

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

أحسبُ عدد مولاتِ الأكسجين اللازمة للتفاعُل:

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

$$= 2\ mol\ O_2$$

عدد مولات الأكسجينِ المطلوبة للتفاعُل 2 mol وعدد المولات المتوافرة 3.13 mol وهي أكبرُ ممّا يلزم للتفاعُل، وعليه، الأكسجين هو المادة الفائضة. والفسفور الأبيض P_4 هو المادة المُحدّدة للتفاعُل.

أحسبُ عدد مولاتِ المادة الناتجة P_4O_{10} بمعرفة عدد مولاتِ المادة المُحدّدة للتفاعُل P_4.

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

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

أحسبُ كتلة P_4O_{10}، بدلالة عدد مولاتِه وكتلته المولية:

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

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

ب. حسابُ كتلةِ المادة الفائضة

أحسبُ الكتلة التي تفاعلت من O_2:

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

أحسبُ كتلة O_2 الفائضة عن التفاعُل بإيجاد الفرقِ بين الكتلة المتوافرة والكتلة المُتفاعِلة:

$$100\ g - 64\ g = 36\ g\ O_2$$

جـ. حسابُ المردودِ المئويّ للتفاعُل

أحسبُ المردود المئوي (Y%) للأكسيد P_4O_{10} وذلك بقسمةِ المردودِ الفعليِّ (Ay) على المردودِ النظري (Py) مضروبًا في 100.

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

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

المثال 18

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

$$Ni_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow NiCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

تحليلُ السؤال (المعطيات)

حجمُ الحمض HCl = 0.5 L

تركيزُ محلول الحمض = 0.01 M

كتلةُ النيكل Ni = 50 g

الكتلةُ الموليّة بوحدة g/mol: (Ni = 58.7)

المطلوب: أستنتجُ المادة المُحدّدة.

الحلُّ:

أحسبُ عدد مولاتِ الحمض:

عددُ المولات = التركيز × الحجم

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

أحسبُ عدد مولاتِ النيكل:

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

أُحدّدُ النسبةَ المولية للمواد المُتفاعِلة من المعادلة الموزونة الآتية:

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

أحسبُ عدد مولاتِ الحمض اللازمة للتفاعُل:

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

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

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

المثال 19

أحسبُ كتلة كلوريد الفضة AgCl الناتجة عند إضافة 100 mL من محلولِ نترات الفضة $AgNO_3$ تركيزُه 0.1 M إلى 100 mL من محلول كلوريد الصوديوم NaCl تركيزُه 0.05 M لإنتاج راسبِ كلوريد الفِضّة AgCl ومحلولُ $NaNO_3$ وَفْقًا للمعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:

$$AgNO_{3\,(aq)} + NaCl_{\,(aq)} \rightarrow AgCl_{\,(s)} + NaNO_{3(aq)}$$

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

تحليل السؤال (المعطيات)

حجم محلول نترات الفضة $AgNO_3$ = 0.1 L تركيزُه = 0.1 M

حجم محلول كلوريد الصوديوم NaCl = 0.1 L تركيزُه = 0.05 M

الكتلة المولية بوحدة g/mol (AgCl = 143.5)

المطلوب: أحسبُ كتلة AgCl الناتجة.

الحلُّ:

أحسبُ عدد مولاتِ كلّ مادة مُتفاعِلة:

$$\frac{0.1\ \text{mol}\ AgNO_3}{1\ \text{L}\ AgNO_3} \times 0.1\ \text{L}\ AgNO_3 = 0.01\ \text{mol}\ AgNO_3$$

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

أُحدّدُ النسبة المولية للمواد المُتفاعِلة من المعادلة الموزونة:

$$\frac{1\ \text{mol}\ AgNO_3}{1\ \text{mol NaCl}}$$

عدد مولاتِ نترات الفضة اللازمة للتفاعُل أو كلوريد الصوديوم:

$$n\ AgNO_3 = n\ NaCl = 0.01\ \text{mol}\ AgNO_3$$

عدد مولات كلوريد الصوديوم NaCl المطلوبة للتفاعُل 0.01 mol وعدد المولات المُتوافرة 0.005 mol وعليه، NaCl هو المادة المُحدّدة للتفاعُل، ونترات الفضة $AgNO_3$ هي المادة الفائضة.

أحسبُ عدد مولاتِ المادة الناتجة AgCl بمعرفة عدد مولاتِ المادة المُحدّدة للتفاعُل:

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

أحسبُ كتلة AgCl بدلالة عدد مولاتِه وكتلته المولية:

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

اقتصادُ الذرّةِ Atom Economy

يُستخدَم **اقتصاد الذرة Atom Economy** بـوصفه مقياسـًا لكفاءة التفاعـل الكيميائي؛ مـن حيـث استخدام الذرّات المُتفاعِلـة جميعِها لتكوينِ النواتج المرغوب فيها، وتقليلِ كميّة النواتج غير المرغوب فيها، فمثلًا، للحصول على كميّةٍ اقتصاديّةٍ من مادّةٍ ما في أحد المصانع، يلجَأُ المُختصُّون إلى اختيار التفاعل الكيميائيّ الذي يؤدّي إلى تكوين الناتج المُستهدفِ دون نواتجَ ثانويّةٍ ما أمكن، وإجراء الحساباتِ الكيميائيّة، وتحديد العوامل المُؤثّرةِ في التفاعُل الكيميائيّ التي تهدف إلى الحصولِ على كميّةٍ أكبرَ منهُ في وقتٍ أقلَّ، ومثالُ ذلك، تحضيرُ غازِ كلوريد الهيدروجين HCl من تفاعُلِ حمضِ الكبريتيك المُركَّزِ مع كلوريد الصوديوم بحسب المعادلة الآتية:

$$H_2SO_{4(l)} + 2NaCl_{(s)} \rightarrow 2HCl_{(g)} + Na_2SO_{4(s)}$$

يكونُ اقتصادُ الذرّةِ لهذا التفاعُلِ 34% وذلك لوجودِ ناتجٍ ثانويٍّ غير مرغوب فيه هو كبريتات الصوديوم Na_2SO_4.

وهناك طريقةٌ أُخرى لتحضيرِ غاز HCl وهي تفاعلُ غازِ الهيدروجين مع غازِ الكلور، ولهذه الطريقة اقتصادُ ذرّةٍ 100% حيثُ تتفاعلُ ذراتِ الهيدروجين والكلور جميعِها معًا لتكوين غاز HCl، وبذلك لا تنتجُ موادُّ ثانويّة غير مرغوب فيها. بحسب المعادلةِ الآتية:

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$$

أعدُّ فيلمًا قصيرًا باستخدام برنامج صانع الأفلام (Movie Maker)، يوضح سلسلة إجراء الحسابات الكيميائيّة في تحديد المادة المُحدّدة للتّفاعُل، وحساب كتلة المادة الفائضة عنه، وكتلة المادة الناتجة استنادًا إلى المادة المُحدّدة، ثمّ أشاركه زملائي/ زميلاتي في الصفِّ.

✓ أتحقَّق:

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

$$6Na_{(s)} + Fe_2O_{3(s)} \rightarrow 3Na_2O_{(s)} + 2Fe_{(s)}$$

علمًا أنّ الكتلة المولية Mr : Fe = 56, O = 16, Na = 23 g/mol

أ . **أستنتجُ** المادة المُحدّدة للتفاعُل.

ب . **أحسبُ** كتلة الحديد Fe الناتجة.

2- ما المقصود باقتصاد الذرة؟

مراجعةُ الدرس

1 - **الفكرةُ الرئيسة:** أستنتجُ أهمية المادة المُحدّدة في التفاعُلِ الكيميائي.

2 - أوضّحُ المقصود بالمادة المُحدّدة للتفاعُل، والمادة الفائضة عن التفاعُل.

3 - يتفاعُل 35.8 g من S_8 مع 84.2 g من غاز الميثان CH_4 لإنتاج ثاني كبريتيد الكربون CS_2 وفقَ المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية: $Mr_{(S)} = 32g/mol,\ Mr_{(C)} = 12g/mol,\ Mr_{(H)} = 1g/mol$

$$2CH_{4(g)} + S_{8(s)} \rightarrow 2CS_{2(l)} + 4H_2S_{(g)}$$

أ . **أستنتجُ** المادة المُحدّدة للتفاعُل.

ب . **أستخدم الأرقام.** أحسبُ كتلة المادة الفائضة المتبقية بعد انتهاء التفاعُل.

جـ. **أستخدم الأرقام.** أحسبُ كتلة CS_2 الناتجة.

د . **أستخدم الأرقام.** أحسبُ المردود المئويّ للمُركّب CS_2 علمًا أنه حُصِّل فعليًّا 12g منه.

4 - **أستنتجُ** المادة المُحدّدة في التفاعُلِ الآتي:

$$CaC_{2(S)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow C_2H_{2(g)} + Ca(OH)_{2(aq)}$$

علمًا أنه تفاعُل 6 mol من الماء مع 6 mol من كربيد الكالسيوم CaC_2.

5 - **أستنتجُ** المادة المُحدّدة للتفاعُل عند إضافة 40 g من الخارصين Zn إلى 150 mL من محلول حمض النيتريك HNO_3 تركيزُه 0.2 M وَفْقًا للمعادلة الآتية: $Mr_{(Zn)} = 65g/mol$

$$Zn_{(s)} + 2HNO_{3(aq)} \rightarrow Zn(NO_3)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

6 - أضيفُ 250 mL من محلولِ حمض Hl تركيزُه 0.04 M إلى 250 mL من محلولٍ KOH تركيزُه 0.02 M

أ . أكتبُ معادلةَ التفاعُل الموزونة.

ب . **أستنتجُ** المادّةَ المُحدّدة للتفاعُل.

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 وَفْقًا للمعادلة الموزونة الآتية: $2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NaCl_{(s)}$

أ . **أصوغ فرضية** تربط بين كمية المادة المحددة للتفاعل مع كمية المادة الناتجة.

ب . **أضبط المتغيرات.** ما المتغير المستقل؟ وما المتغير التابع؟

جـ. **أستخدم الأرقام.** أحسبُ كتلة المادة الفائضة المتبقية بعد انتهاء التفاعُل.

الكيمياءُ الخضراء
Green Chemistry

الكيمياءُ الخضراء فَرعٌ من فروع علم الكيمياء، وترتكز على مجموعة من المبادئ تهدف في مُجمَلها إلى تصميم التفاعُلات الكيميائية التي تستخدم كمية اقتصادية من الموادّ الخامّ في إنتاج أكبر كمية من المادة النقية المرغوب فيها، والحدِّ من استنزاف الموارد الطبيعية، وكذلك التخلص من النفايات والموادّ السّامّة الضّارّة في البيئة. وبهذا تجري المحاولات المستمرة إلى الحدِّ من استخدام الموادّ الخام من المصادر غير المتجددة واستخدامها من المصادر المتجددة لئلّا تُستنزَف.

ويتضمّنُ ذلك أيضًا تقليلَ استخدام الطاقة غير المتجددة، وإنتاج الموادّ الكيميائية التي تتحلّلُ بعد استخدامها منعًا لتراكمها في البيئة.

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



أبحث أرجعُ إلى المواقع الإلكترونية عبر الإنترنت وأكتبُ تقريرًا عن الكيمياء الخضراء Green Chemistry مُوضّحًا المبادىء التي قامت عليها، وأهميتها في مجالات الحياة، ثم أناقش فيها زملائي/ زميلاتي في الصفِّ.

1 . أوضّحُ المقصودَ بالمفاهيم الآتية:

• المولاريّة. • المولاليّة. • تفاعُل الإحلال المزدوج. • المعادلة الأيونية.

2 . يتفاعُل 200 g من Na مع 200 g من الأكسجين وَفْقًا للمعادلة الموزونة الآتية:

$$4Na_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Na_2O_{(s)}$$

أ – أُحدّدُ النسبة الموليّة للصوديوم Na.

ب– **أستنتجُ** المادة المُحدّدة للتفاعُل.

جـ– **أستخدم الأرقام.** أحسبُ كتلة Na_2O الناتجة.

د – **أستخدم الأرقام.** أحسبُ كتلة المادة الفائضة.

3 . يتفاعُل محلول كلوريد النحاس (II) $CuCl_2$ مع محلول فوسفات البوتاسيوم K_3PO_4 فينتج محلولُ كلوريد البوتاسيوم KCl وراسبٌ صُلْب من فوسفات النحاس $Cu_3(PO_4)_2$. أجيبُ عن الأسئلة الآتية:

أ – أكتبُ المعادلة الكيميائية الموزونة.

ب– أكتبُ المعادلة الأيونية.

جـ– **أستنتجُ** المعادلة الأيونية النهائية.

4 . **أستخدم الأرقام.** **أحسُبُ** كتلةَ حِمض HCl الموجودةَ في حجم منَ المحلول مقدارُهُ 150 mL وتركيزُهُ 0.15 M

5 . **أستخدم الأرقام.** يُملأ نظام التبريد في السيارة (الراديتر) بمحلول يتكون من الماء وجلايكول الإيثلين $C_2H_6O_2$ لمنع تجمد الماء خلال فصل الشتاء، أحسب التركيز المولالي لمحلول من جلايكول الإيثلين تكوّن بإذابة 300 g منه في 450 g من الماء المقطر.

6 . **أستنتجُ** الخطواتِ العمليّةَ لتحضير محلول من فلوريد البوتاسيوم KF تركيزُهُ 0.25 mol/kg باستخدامِ 500 g منَ الماء المُقَطَّر.

7 . **أستخدم الأرقام.** أحسُبُ حجمَ الماء الذي تلزمُ إضافتُهُ إلى 50 mL من محلول NaCl ذي التركيز 0.01 M ليصبح تركيزُهُ 0.001 M

8 . **أستخدم الأرقام.** أحسبُ عدد مولاتِ NO الناتجة من تفاعُل $25\ mol\ O_2$ مع $6\ mol\ NH_3$ في المعادلةِ الكيميائية الموزونة الآتية:

$$4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 6H_2O_{(g)} + 4NO_{(g)}$$

9. أضيفُ $0.4\ g$ من ثاني أكسيد المنغنيز MnO_2 إلى $50\ mL$ من محلولِ حمضِ الهيدروبروميك HBr تركيزُه $0.02\ M$ لإنتاج البروم، وبروميد المنغنيز، والماء، وَفْقًا للمعادلة التفاعُل الموزونة الآتية:

$Mr_{(Mn)} = 55g/mol,\ Mr_{(O)} = 16g/mol,\ Mr_{(Br)} = 80g/mol$

$$MnO_{2(s)} + 4HBr_{(aq)} \rightarrow MnBr_{2(aq)} + Br_{2(l)} + 2H_2O_{(l)}$$

أ - **أستنتجُ** المادة المُحدّدة للتفاعُل.

ب- **أستخدم الأرقام.** أحسبُ كتلة المادة الفائضة.

10. يتفاعَل $80\ g$ من النحاس Cu مع $25\ g$ كبريت S لإنتاج كبريتيد النحاس (I) وَفْقًا للمعادلة الموزونة:

$Mr_{(Cu)} = 63.5g/mol,\ Mr_{(S)} = 32g/mol$

$$2Cu_{(s)} + S_{(s)} \rightarrow Cu_2S_{(s)}$$

أ - **أستنتجُ** المادة المُحدّدة للتفاعُل.

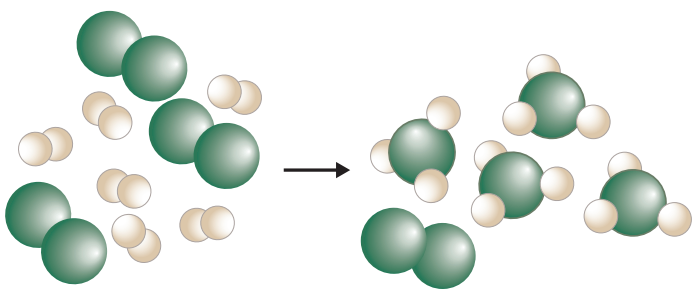
ب- **أستخدم الأرقام.** أحسبُ المردود المئوي للتفاعُل إذا كانَ الناتج الفعلي من التفاعُل $14.8\ g$

11. **أستخدم الأرقام.** أحسبُ كتلة كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ الناتجة عند إضافة $25\ g$ من كربونات الصوديوم Na_2CO_3 إلى $20\ g$ كلوريد الكالسيوم $CaCl_2$ وَفْقًا للمعادلة الآتية:

$Mr_{(Ca)} = 40g/mol,\ Mr_{(C)} = 12g/mol,\ Mr_{(O)} = 16g/mol,\ Mr_{(Na)} = 23g/mol,Mr_{(Cl)} = 35.5g/mol$

$$Na_2CO_{3(aq)} + CaCl_{2(aq)} \rightarrow CaCO_{3(s)} + 2NaCl_{(aq)}$$

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



13. أضيفُ 25 mL من حمضِ HCl تركيزُه 0.1 M إلى 10 mL من NaOH تركيزُه 0.5 M:

أ . أكتبُ معادلةَ التفاعُل الموزونة.

ب . أكتبُ المعادلةَ الأيونية النهائية.

جـ . **أستنتجُ** المادّةَ المُحدّدة للتفاعُل.

د . **أستنتجُ** الموادَّ الموجودة في وعاء التفاعُل بعد اكتمال التفاعُل.

14. **أصنّفُ** التفاعُلاتِ الآتيةَ إلى أنواعها الرئيسة: الاتّحاد، والإحلال الأحادي، والإحلال المزدوج، والتحلُّل:

$$2HNO_{3(aq)} + Ca(OH)_{2(aq)} \rightarrow Ca(NO_3)_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

$$2KClO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$$

$$Sn_{(s)} + 2AgNO_{3(aq)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Sn(NO_3)_{2(aq)}$$

$$Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

$$2Na_{(s)} + Br_{2(l)} \rightarrow 2NaBr_{(s)}$$

15. أكتبُ المعادلةَ الأيونيّةَ النهائية لكلّ من المعادلتين الآتيتين:

$$CuI_{2(aq)} + 2KOH_{(aq)} \rightarrow Cu(OH)_{2(s)} + 2KI_{(aq)}$$

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

16. أختار رمز الإجابة الصحيحة في الفقرات الآتية:

1) الأيونات المتفرّجة في المعادلة الكيميائية الآتية هي:

$$AgNO_{3(aq)} + NaCl_{(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(aq)}$$

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

2) الأيوناتُ المُتفاعِلة في المعادلة الأيونية الآتية هي:

$$H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + Li^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} + Li^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

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

3) عددُ مولات LiOH الموجودةِ في 2 L من محلول تركيزُهُ 0.04 M:

أ . 0.08 ب . 0.06 جـ . 0.04 د . 0.02

4) الكسرُ المولِيُّ للمُرَكَّب X عند إذابة 6 mol منه في 72 g منَ الماء (Mr = 18 g/mol) هو:

أ . 1.0 ب . 0.6 جـ . 1.5 د . 0.08

5) المعادلةُ الأيونية النهائية الصحيحة في ما يأتي هي:

أ) $Ni_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow NiSO_{4(aq)} + Cu_{(s)}$

ب) $Ni_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow Ni^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

جـ) $Ni_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Ni^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

د) $NiSO_{4(aq)} + Cu_{(s)} \rightarrow Ni_{(s)} + CuSO_{4(aq)}$

6) (تفاعُل مادتين أو أكثر لإنتاج مادة واحدة) تشيرُ هذه العبارة إلى مفهوم تفاعُل:

أ) الترسيب ب) التحلُّل جـ) الاتّحاد د) الإحلال المزدوج

7) عند خلطِ 3.8 mol A مع 4.5 mol B وَفْقًا للمعادلة الافتراضية الموزونة الآتية:

$3A + 2B \rightarrow 5D$

فإنّ المادة المُحدّدة للتفاعُل هي:

أ) A ب) B جـ) D د) AB

8) محلولٌ تركيزُهُ 4% بالكتلة. يعني هذا أنه يتكوَّنُ من:

أ) 4 g منَ المُذابِ في 96 g منَ المُذيب.

ب) 4 g منَ المُذابِ في 100 g منَ المُذيب.

جـ) 0.4 g منَ المُذابِ في 96 g منَ المُذيب.

د) 0.4 g منَ المُذابِ في 100 g منَ المُذيب.

مسردُ المصطلحاتِ

- **الإحلال المزدوج Double Displacement:** تفاعُل كيميائيٌّ فيه عنصران يحلّ كلٌّ منهما محلّ الآخر في مُركّباتِهما أو المحلول المائيِّ لأملاحِهما.

- **أزواجُ الإلكترونات الرابطة Bonding Electrons Pair:** إلكتروناتُ مستوى التكافؤ التي شاركت في تكوين الروابط.

- **أزواجُ الإلكترونات غيرِ الرابطة Non-Bonding Electrons Pair:** أزواجٌ منَ الإلكترونات تظهرُ في مستوى التكافؤ للذرّة المركزيّة لا تشاركُ في تكوين الروابط.

اقتصاد الذرة Atom Economy: مقياس لكفاءة تفاعل كيميائي من حيث استخدام ذرات المواد المتفاعلة لتكوين مواد ناتجة مرغوب فيها.

- **إلكتروناتُ التكافؤ Valence Electrons:** الإلكتروناتُ الموجودة في المستوى الخارجيّ للذرّة، وتحدّد نوعَ الروابط التي تكوّنُها الذرّة.

- **الأيونات المُتفرّجة Spectator Ions:** الأيوناتُ التي لم تتغير في عدد ذراتها، وشِحنتها، ولم تشترك في التفاعُلِ، ولم يحدث لها تغيُّر كيميائي.

- **تفاعُل الترسيب Precipitation Reaction:** تفاعُلٌ تظهر فيه مادّةٌ راسبةٌ نتيجة خلط محلولين لملحينِ ذائبين.

- **تفاعُل التعادل Neutraliztion Reaction:** تفاعُل حمضٍ مع قاعدةٍ لإنتاج الملح والماء.

- **التهجين Hybridization:** اندماجُ أفلاك مستوى التكافؤ في الذرّة نفسِها لِتَنْتُجَ منه أفلاكٌ جديدة متماثلة في الشكل والطاقة وتختلف عنِ الأفلاك الذريّة في الشكل والطاقة.

- **الذرّةُ المركزيّة Central Atom:** الذرّةُ الأقلُّ عددًا في الجُزَيْء، وَتُكَوِّنُ أكثرَ من رابطة واحدة.

- **الرابطةُ التساهميّة Covalent Bond:** قوّةُ التجاذب الناشئة بين ذرّتين نتيجة تشاركهما بزوج واحد أو أكثرَ منَ الإلكترونات.

- **الرابطةُ التناسقيّة Coordinate Bond:** إحدى أنواع الروابط التساهميّة، تنشأُ نتيجة مشاركة إحدى الذرّتين بزوج مِنَ الإلكترونات، في حين تشاركُ الذرّةُ الأُخرى بفلك فارغ.

- **الرابطة الهيدروجينيّة Hydrogen Bond:** قوّةُ تجاذب تنشأُ بين جُزيئاتٍ تشاركُ فيها ذرّةُ الهيدروجين المرتبطة في الجُزَيْء برابطة تساهميّة معَ ذرّة أُخرى ذاتِ سالبيّة كهرَبائيّة عالية، مثل ذرّات N, O, F.

- **العزمُ القطبيّ Dipole Moment:** مقياسٌ كميٌّ لمدى توزّع الشحنات في الجُزَيْء.

- **القوى بين الجزيئات Intermolecular Forces:** قوى تجاذب تنشأُ بين جُسيمات المادّة نفسِها، تختلفُ بطبيعتها عنِ الروابط الكيميائيّة التي تنشأُ بين الذرّات.

- **قوى ثنائيّة القطب Dipole-Dipole:** قوى تنشأُ بين جُزيئات قطبيّة نتيجة وجود الشحنات الجزئيّة السالبة والموجبة على هذه الجُزيئات.

- **قوى لندن London Forces:** قوى تجاذب ضعيفةٌ تنشأُ نتيجة الاستقطاب اللحظيّ للجُزيئات أو الذرّات.

- **الكثافةُ الإلكترونيّة Electronic Density:** منطقةٌ بين الذرّتين المُكَوِّنتين للرابطة التساهميّة، يتركّزُ فيها وجودُ أزواج إلكترونات الرابطة.

- **الكسرُ الموليّ Mole Fraction:** النسبةُ بين عدد مولات المادّة المُذابة أو المُذيب في المحلول إلى عدد المولات الكليّة للمُذاب والمُذيب.

- **المادة الفائضة Excess Reactant:** المادةُ التي لم تُستهلَك كاملةً في أثناء التفاعُلِ.

- **المادة المُحدّدةُ للتفاعُل Limiting Reactant:** المادة التي تُستهلَك كلّيًّا في التفاعُلِ وتُحدّد كمية الناتج المُتكوّن.

- **المحاليل القياسية Standard Solutions:** محاليل معلومة التركيز بدقة.

- **محلولٌ مُخَفَّف Diluted Solution:** محلولٌ يحتوي كميّة قليلة مِنَ المُذاب في حجم معيّن مِنَ المُذيب.

- **محلولٌ مُرَكَّز Concentrated Solution:** محلولٌ يحتوي كميّة كبيرة مِنَ المادّة المُذابة في حجم معيّن مِنَ المُذيب.

- **المعادلة الأيونية الكاملة Complete Ionic Equation:** المعادلةُ التي تظهر فيها الجُسيمات التي في المحلول جميعها.

- **المعادلة الأيونية النهائية Net- Ionic Equation:** المعادلة التي تظهر فيها الأيونات المُتفاعلة فقط.

- **المولاريّة Molarity:** عددُ مولات المادّة المُذابة في لتر واحد مِنَ المحلول.

- **المولاليّة Molality:** نسبةُ عدد مولات المُذاب في 1kg مِنَ المُذيب.

- **النسبةُ المئويّة بالحجم Volume Percent:** النسبةُ المئويّة بين حجم المُذاب إلى حجم المحلول.

- **النسبةُ المئويّة بالكتلة Mass Percent:** النسبةُ المئويّة بين كتلة المُذاب إلى كتلة المحلول.

- **نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ Valence Shell Electron Pair Repulsion Theory (VSEPR):** نظريّةٌ يمكنُ بها التنبُّؤُ بأشكال الجُزيئات؛ فهي تفترضُ أنّ أزواج إلكترونات التكافؤ تترتّبُ حولَ كلّ ذرّة بحيث تكونُ أبعدَ ما يمكن ليكونَ التنافرُ في ما بينها أقلَّ ما يمكن.

- **نظريّة رابطة التكافؤ Valence Bond Theory:** نظريّة تبيّن كيفية تكوين الروابط بين الذرات اعتمادا على تداخل أفلاك التكافؤ لها.

قائمةُ المراجع

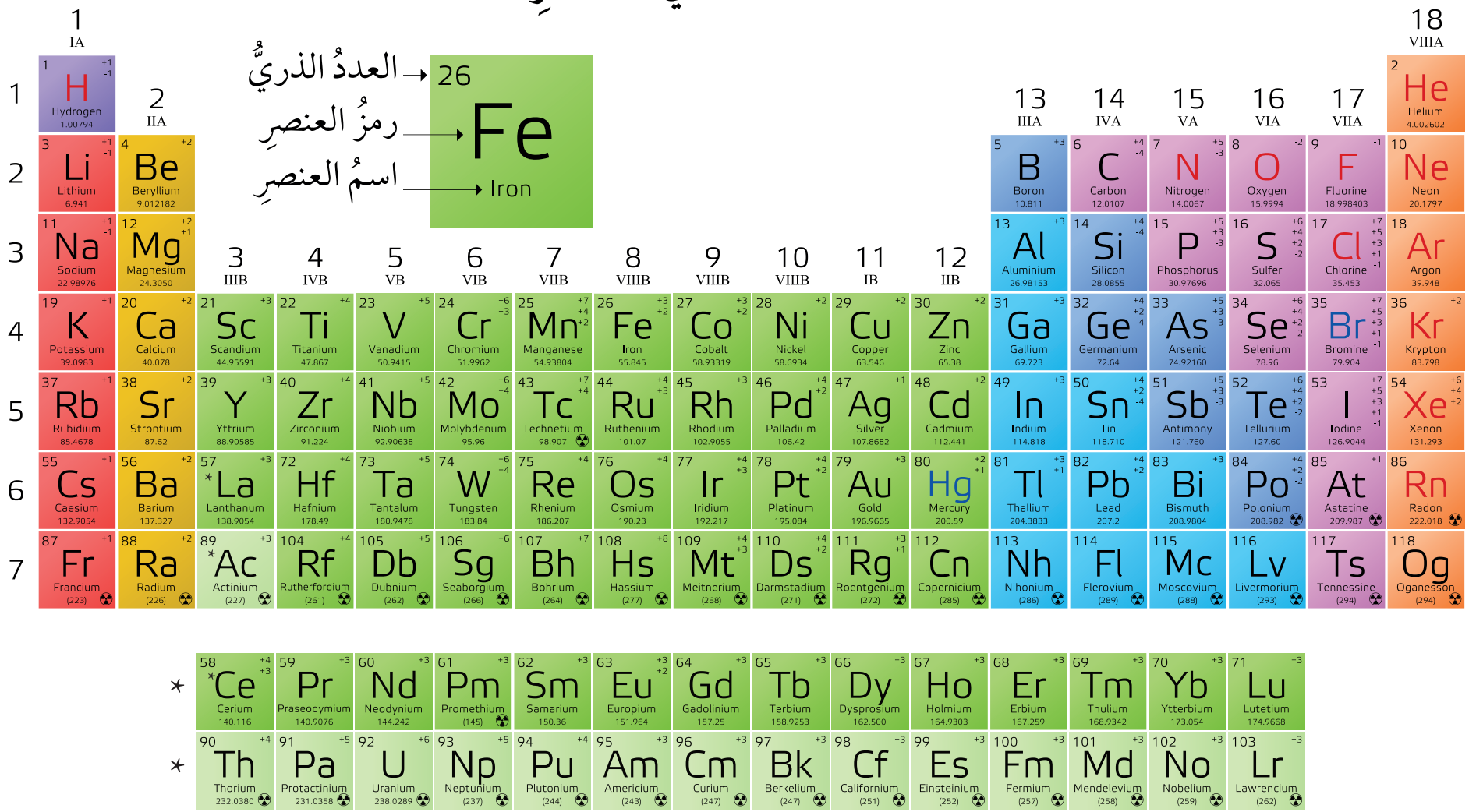
أولًا- المراجعُ العربية:

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

ثانيًا- المراجعُ 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 .

الجدولُ الدوريُّ للعناصرِ



Collins