

الكيمياء

الصف التاسع - كتاب الطالب

الفصل الدراسي الأول

9

فريق التأليف

د. موسى عطا الله الطراونة (رئيساً)

تيسير أحمد الصبيحات

بلال فارس محمود

محمد سليمان الشوابية

جميلة محمود عطية

الناشر: المركز الوطني لتطوير المناهج

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

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

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

قررت وزارة التربية والتعليم تدرّس هذا الكتاب في مدارس المملكة الأردنية الهاشمية جميعها، بناءً على قرار المجلس الأعلى للمركز الوطني لتطوير المناهج في جلسته رقم (2022/4)، تاريخ 19/6/2022م، وقرار مجلس التربية والتعليم رقم (2022/50) تاريخ 6/7/2022 م بدءاً من العام الدراسي 2022 / 2023 م.

© HarperCollins Publishers Limited 2022.

- Prepared Originally in English for the National Center for Curriculum Development. Amman - Jordan

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

ISBN: 978 - 9923 - 41 - 490 - 3

المملكة الأردنية الهاشمية
رقم الإيداع لدى دائرة المكتبة الوطنية:
(2023/5/2560)

بيانات الفهرسة الأولية للكتاب:

عنوان الكتاب	الكيمياء/ كتاب الطالب الصف التاسع الفصل الدراسي الأول
إعداد / هيئة	الأردن. المركز الوطني لتطوير المناهج
بيانات النشر	عمان: المركز الوطني لتطوير المناهج، 2023
رقم التصنيف	375.001
الواصفات	/ تطوير المناهج / / المقررات الدراسية / / مستويات التعليم / / المناهج /
الطبعة	الأولى

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

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

British Library Cataloguing -in- Publication Data

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

1443 هـ / 2022 م

2023 م - 2025 م

الطبعة الأولى (التجريبية)

أعيدت طباعته

قائمة المحتويات

الموضوع	الصفحة
المقدمة	5
الوحدة الأولى: بنية الذرة	7
تجربة استهلاكية: أنابيب التفريغ	9
الدرس الأول: مكونات الذرة	10
الدرس الثاني: التوزيع الإلكتروني والجدول الدوري	20
مراجعة الوحدة	40
الوحدة الثانية: الحموض والقواعد والأملاح	43
تجربة استهلاكية: الخصائص الحمضية والقاعدية لبعض المواد	45
الدرس الأول: خصائص الحموض والقواعد	46
الدرس الثاني: تفاعل الحموض والقواعد	59
مراجعة الوحدة	74
مسرد المصطلحات	77
قائمة المراجع	80

المقدمة

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

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

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

يتألّف الكتاب من وحدتين دراسيتين، هما: بنية الذرة، والحموض والقواعد والأملاح.

أُلْحِقَ بكتاب الكيمياء كتابٌ للأنشطة والتجارب العملية التي تنمي مهارات العمل المخبري، ويحتوي على جميع التجارب والأنشطة الواردة في كتاب الطالب؛ لتساعده على تنفيذها بسهولة، بدءاً بعرض الأساس النظري لكل تجربة، وبيان خطوات العمل وإرشادات السلامة، وانتهاءً بأسئلة

التحليل والاستنتاج. وَتَضَمَّنَ الكتابُ أيضًا أسئلة تفكير تحاكي أسئلة STEAM؛ بُغْيَةً تعزيز فهم الطالب لموضوعات المادة، وتنمية التفكير الناقد لديه.

ونحن إذ نُقدِّم هذه الطبعة من الكتاب، فإننا نأمل أن يُسهم في تحقيق الأهداف والغايات النهائية المنشودة لبناء شخصية المتعلِّم، وتنمية اتجاهات حُبِّ التعلُّم ومهارات التعلُّم المستمر، فضلاً عن تحسين الكتاب بإضافة الجديد إلى محتواه، وإثراء أنشطته المتنوعة، والأخذ بملاحظات المعلمين والمعلمات.

والله ولي التوفيق

المركز الوطني لتطوير المناهج

بنية الذرة Atom Structure

الوحدة

1

I							VIII				
1							2				
II		III		IV		V		VI		VII	
3	4	5	6	7	8	9	10				
11	12	13	14	15	16	17	18				
19	20										

أتأمل الصورة

تطوّرت المعرفة حول الذرة ومكوناتها بتطوّر العلوم المختلفة، وقد جرى التعرف إلى مكونات الذرة عبر سلسلة طويلة من الدراسات والتجارب، وطوّر العلماء مجموعة من النماذج الذرية للتعبير عن تركيب الذرة ومكوناتها. فما أهم هذه النماذج؟ وما أهم الدراسات التي أسهمت في التعرف إلى بنية الذرة ومكوناتها؟ وما العلاقة بين تركيب الذرة وتوزيع الإلكترونات فيها وموقع العنصر في الجدول الدوري؟

الفكرة العامة:

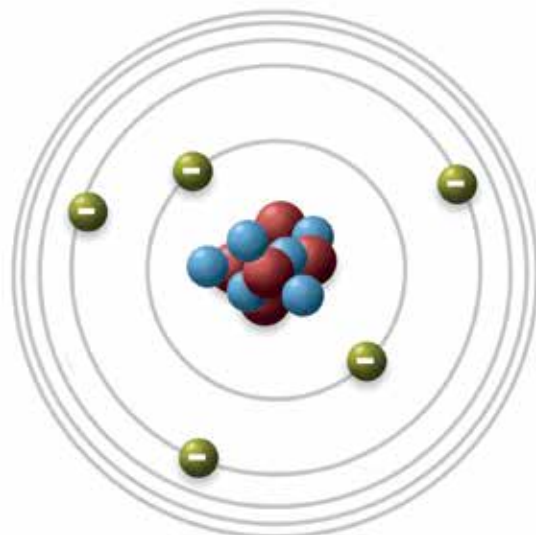
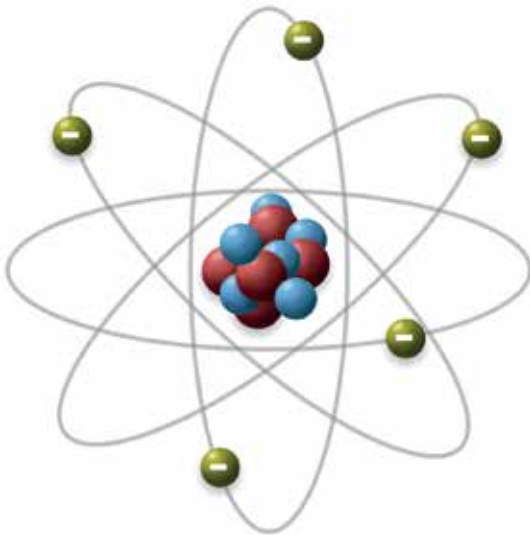
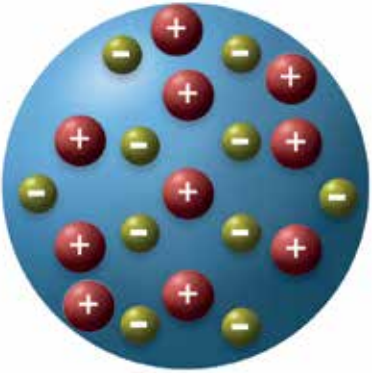
أسهم التطور العلمي والتقنيات العلمية في اكتشاف الذرة ومكوناتها، وقد ساعد ذلك العلماء على بناء نماذج ذرية توضح مكونات الذرة وبنيتها، وقد رُتبت العناصر في الجدول الدوري بناءً على أعدادها الذرية والتشابه في خصائص الذرات وبنيتها.

الدرس الأول: مكونات الذرة.

الفكرة الرئيسية: اكتشفت مكونات الذرة عبر سلسلة من الدراسات والتجارب العملية، وقد وضع العلماء عددًا من النظريات توضح بنية الذرة وتركيبها، وجرى التعبير عن هذه النظريات باستخدام النماذج الذرية.

الدرس الثاني: التوزيع الإلكتروني والجدول الدوري.

الفكرة الرئيسية: تترتب العناصر في الجدول الدوري وفق أعدادها الذرية وخصائصها الكيميائية والفيزيائية، التي تتغير في الدورة والمجموعة بصفة دورية.



تجربة استخلاص

أنابيب التفريغ الكهربائي وأطياف العناصر

المواد والأدوات: مجموعة أنابيب تفريغ كهربائي تحتوي على غازات مختلفة، مثل: (أنبوب الهيليوم، أنبوب النيون، أنبوب الأرجون، أنبوب الصوديوم، أنبوب الهيدروجين، أنبوب الزئبق)، ملف رومكورف، مصدر كهربائي 220 v.



إرشادات السلامة:

- اتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- تعامل مع ملف رومكورف بحذر شديد.

خطوات العمل:

- 1 أحضر أنابيب التفريغ الكهربائي المتوفرة في المختبر.
- 2 أحضر ملف رومكورف وأصله بالمصدر الكهربائي، مع إبقاء الدارة الكهربائية مفتوحة.
- 3 **الاحظ:** أثبت أحد أنابيب التفريغ المتوفرة بين قطبي ملف رومكورف، ثم أغلق الدارة الكهربائية كما في الشكل، وألاحظ حدوث توهج في الأنبوب، وأسجل لون التوهج في جدول البيانات.
- 4 أفتح الدارة الكهربائية، ثم أنزع أنبوب التفريغ من ملف رومكورف.
- 5 **أطبق:** أكرر الخطوات 3, 4 مع بقية أنابيب التفريغ المتوفرة، وأسجل ملاحظاتي في جدول البيانات.
- 6 **أنظم ملاحظاتي** في جدول البيانات الآتي:

نوع الغاز في أنبوب التفريغ	لون التوهج

التحليل والاستنتاج:

- 1- **أقارن** ألوان توهج الغازات المختلفة في أنابيب التفريغ الكهربائي.
- 2- **أفسر** اختلاف لون التوهج من غاز إلى آخر.

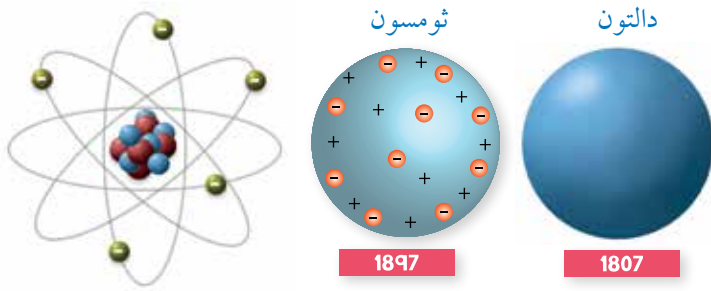
النماذج الذريّة Atomic Models

توجد المواد في الطبيعة بأشكال مختلفة مثل العناصر والمركّبات، وجميعها تتكوّن من وحدات متناهية في الصغر، تُسمّى **الذرات Atoms**، ونظرًا إلى صعوبة رؤية الذرات وتعرّف مكوّناتها؛ فقد درس العلماء المادة بطرائق غير مباشرة، وتوصّلوا إلى بعض النظريات التي تُبين مكوّنات الذرة وبنيتها، ووضع كلّ منهم نموذجًا يُعبّر عن آرائه حول بنية الذرة ومكوّناتها أطلق عليه اسم **النموذج الذري Atomic Model**، وهو تمثيل تخطيطي للجسيمات التي تتكوّن منها الذرة وأماكن وجودها. أنظر الشكل (1).

فما هذه النماذج؟ وكيف جرى التوصل إليها؟ وكيف أسهمت هذه النماذج في فهم بنية الذرة ومكوّناتها؟ هذا ما سنتعرّف إليه في هذا الدرس.

نظرية دالتون الذريّة Dalton's Atomic Theory

أجرى العالم جون دالتون John Dalton كثيرًا من الدراسات والتجارب؛ للتعرف إلى بنية الذرة ومكوّناتها، ورصد كثيرًا من المشاهدات والملاحظات التي تعتمد على نتائج التجارب العملية،



الشكل (1): بعض النماذج الذريّة.

الفكرة الرئيسة:

اكتشفت مكوّنات الذرة عبر سلسلة من الدراسات والتجارب العملية، وقد وضع العلماء عددًا من النظريات توضّح بنية الذرة وتركيبها، وجرى التعبير عن هذه النظريات باستخدام النماذج الذريّة.

نتائج التعلم:

- أتتبع تطوّر النماذج الذريّة المختلفة.
- أستقصي مكوّنات الذرة.
- أحدد أماكن وجود مكوّنات الذرة.
- أتمكن من إجراء تجارب بسيطة حول التحليل الكهربائي والتفريغ الكهربائي.
- أوضح مفهوم النظائر.
- أقدّر دور العلماء في التوصل إلى المعرفة العلمية، واكتشاف مكوّنات الذرة.

المفاهيم والمصطلحات:

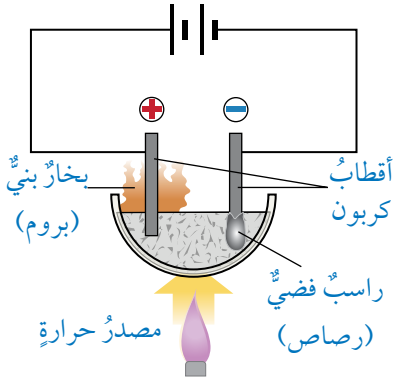
الذرات	Atoms
النموذج الذريّ	Atomic Model
نموذج دالتون	Dalton's Model
أنبوب التفريغ الكهربائيّ	Cathode Ray Tube
نموذج ثومسون	Thomson's Model
جسيمات ألفا	Alpha Particles
نموذج رذرفورد	Rutherford's Nuclear
النيوترونات	Neutrons
النواة	Nucleus
النظائر	Isotopes
النظائر المشعّة	Radioactive Isotopes



الشكل (2): ذرات النحاس.



الشكل (3): نموذج دالتون.



الشكل (4): التحليل الكهربائي لمصهور بروميد الرصاص.

وتوصل إلى نظرية سُميت نظرية دالتون، ؛ وتتضمن الفرضيات الآتية:

- تتكون المواد من جسيمات كروية صغيرة غير قابلة للتجزئة تُسمى الذرات.
- تشابه ذرات العنصر الواحد في الشكل والكتلة والحجم.
- فمثلاً: عنصر النحاس يتكون من ذرات نحاس متشابهة. أنظر الشكل (2).
- تمتلك ذرات العناصر المختلفة كتلاً مختلفة.
- يتكون المركب الكيميائي من ارتباط ذرات العناصر المختلفة بنسب عديدة صحيحة ثابتة، مهما اختلفت طرائق تكوينه.
- وبناءً على تلك الفرضيات؛ وضع دالتون تصوُّراً للذرة حيث وصفها بأنها جسيم كروي متناهٍ في الصغر لا يمكن تجزئته إلى أجزاء أصغر منه، وعبر عن ذلك بنموذج سُمي **نموذج دالتون Dalton's Model**، أنظر الشكل (3).

✓ **أنحقق:** أصف نموذج دالتون للذرة.

تجارب التحليل الكهربائي Electrolysis Experiments

أجرى الفيزيائي مايكل فاراداي Michael Faraday تجارب تُبين أثر تمرير تيار كهربائي في بعض محاليل المركبات الأيونية ومصاهيرها، وقد أشارت نتائج هذه التجارب إلى أن لهذه المواد طبيعة كهربائية، أي أنها تحتوي على جسيمات مشحونة، فمثلاً: عند إجراء تحليل كهربائي لمصهور بروميد الرصاص $PbBr_2$ باستخدام أقطاب الكربون. أنظر الشكل (4)؛ فإن أيونات البروميد السالبة Br^- تتجه إلى القطب الموجب (المصعد Anode) وتتحول عنده إلى بخار البروم Br_2 البني اللون؛ أي إنه أصبح متعادلاً كهربائياً؛ ما يُشير إلى فقد الشحنة السالبة. وكذلك تتجه أيونات الرصاص Pb^{2+} إلى القطب السالب (المهبط Cathode) وتتحول عنده إلى ذرات الرصاص Pb المتعادلة كهربائياً مكونة راسباً فضي اللون؛ إذ يُشير إلى أنها اكتسبت شحنات سالبة أدت إلى تعادليها. وبذلك جرى التوصل إلى أن الذرة تحتوي على جسيمات سالبة يمكن أن تفقدها أو تكتسبها عند تفاعلها، وقد أثبت لاحقاً إثبات وجود هذه الجسيمات والتعرف إلى خصائصها، وأطلق عليها اسم الإلكترونات.

✓ **أنحقق:** أوضح ما توصلت إليه تجارب التحليل الكهربائي.

التجربة ١

التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد النحاس

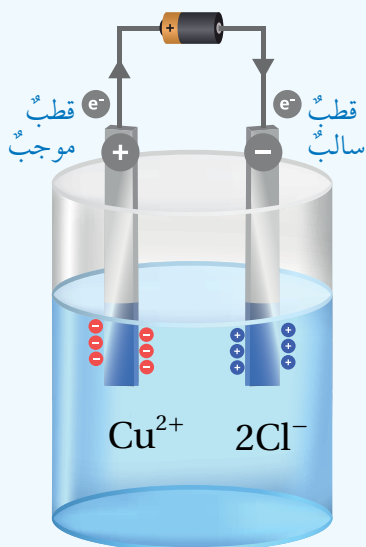
المواد والأدوات:

كأس زجاجية 250 mL، أقطاب كربون، أسلاك توصيل، محلول كلوريد النحاس CuCl_2 (تركيزه 1M)، بطارية 6 v، مخبر مدرّج.

إرشادات السلامة:

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

خطوات العمل:



- 1- **أقيس:** باستخدام المخبر المدرّج 150 mL من محلول كلوريد النحاس، وأضعها في الكأس الزجاجية.
- 2- أصل كلاً من قطبي الكربون بسلك توصيل بطول مناسب، وأضع القطبين في المحلول.

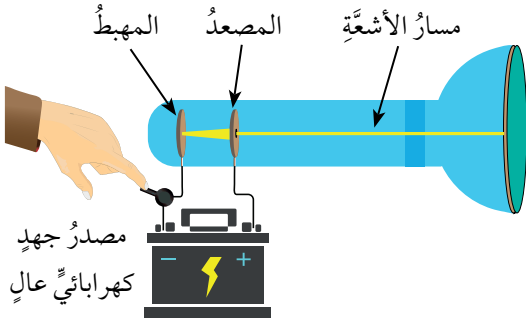
- 3- **ألاحظ:** أصل أسلاك التوصيل بالبطارية كما في الشكل، وألاحظ ما يحدث في الوعاء وأسجل ملاحظاتي.

التحليل والاستنتاج:

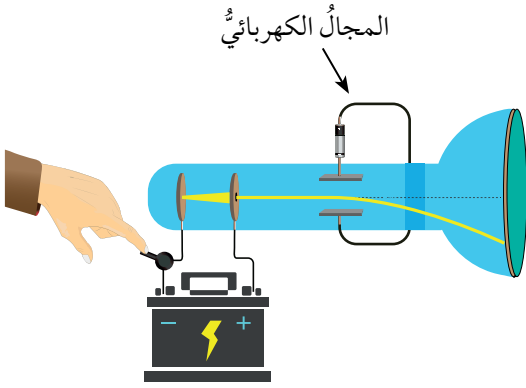
1. أصف ما يحدث عند قطب الكربون المتّصل بالقطب السالب للبطارية.
2. أصف ما يحدث عند قطب الكربون المتّصل بالقطب الموجب للبطارية.
3. **أفسّر** دور الإلكترونات في حدوث التغيرات عند كل من القطبين.

تجارب التفريغ الكهربائي

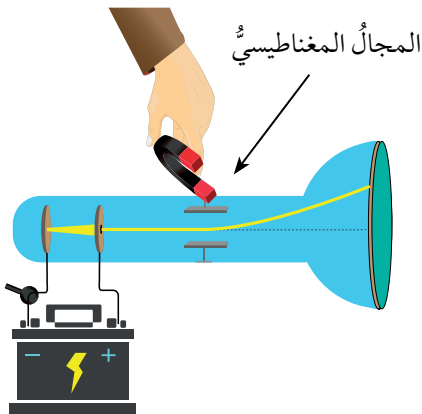
Electrical Discharge Experiments



الشكل (5): أنبوب التفريغ.



الشكل (6): تأثير المجال الكهربائي.



الشكل (7): تأثير المجال المغناطيسي.

درس العلماء أثر تمرير تيار كهربائي ذي جهد كهربائي عالٍ في أنبوب التفريغ الكهربائي Cathode Ray Tube، وهو أنبوب زجاجي يحتوي على غاز معين تحت ضغط منخفض جداً، مزود بصفيحة فلزية تمثل القطب السالب (المهبط)، وصفيحة أخرى تمثل القطب الموجب (المصعد). وعند توصيل القطبين بالمصدر الكهربائي؛ يلاحظ انطلاق حزمة من الأشعة داخل الأنبوب الزجاجي، أنظر الشكل (5). وعند التأثير عليها بمجال كهربائي؛ تنحرف مبتعدة عن القطب السالب للمجال الكهربائي، أنظر الشكل (6)، وكذلك عند التأثير عليها باستخدام مجال مغناطيسي؛ فإنها تنحرف مبتعدة عن مسارها أيضاً. أنظر الشكل (7).

وقد توصل العلماء في هذه التجارب، إلى أن هذه الأشعة جسيمات متناهية في الصغر، تحمل شحنات سالبة تتحرك بسرعة عالية جداً، وسميت الأشعة المهبطية. أُجريت تجارب عدة باستخدام أنابيب التفريغ الكهربائي للتعرف إلى خصائص أخرى لهذه الأشعة، وجرى التوصل إلى أن خصائصها لا تتغير بتغير نوع الصفيحة المكونة للمهبط في أنبوب التفريغ، أو بتغير نوع الغاز المستخدم في الأنبوب؛ ما يؤكد أن هذه الجسيمات (الإلكترونات) موجودة في ذرات العناصر جميعها.

أبحث: باستخدام شبكة الإنترنت والمصادر العلمية المتاحة؛ أبحث عن خصائص الأشعة المهبطية (الإلكترونات)، وأصمم عرضاً تقديمياً أعرضه أمام زملائي/ زميلاتي.

التجربة 2

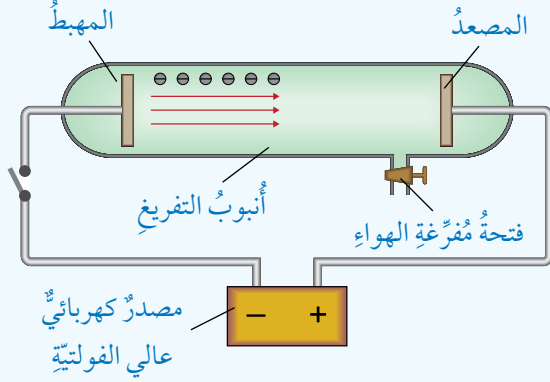
التفريغ الكهربائي

المواد والأدوات:

أنبوب تفريغ كهربائي، أسلاك توصيل، ملف رومكورف، مغناطيس.

إرشادات السلامة:

- اتَّبِعْ إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- تعامل مع ملف رومكورف بحذر شديد.

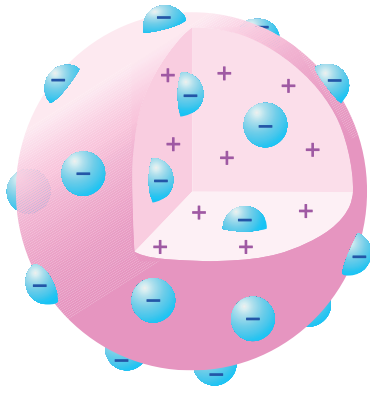


خطوات العمل:

- 1- أصِلْ أنبوب التفريغ الكهربائي مع ملف رومكورف، مع إبقاء الدارة الكهربائية مفتوحة كما في الشكل.
- 2- **الأحظ:** أغلق الدارة الكهربائية، وألاحظ ظهور حزمة من الأشعة داخل أنبوب التفريغ، وأسجل ملاحظاتي.
- 3- **الأحظ:** أقرب أحد قطبي المغناطيس من أنبوب التفريغ الكهربائي، وألاحظ ما يحدث للحزمة الضوئية.
- 4- أقرب القطب الآخر للمغناطيس من أنبوب التفريغ الكهربائي، وأسجل ملاحظاتي.
- 5- أفتح الدارة الكهربائية، وأفصل التيار الكهربائي عن ملف رومكورف، وأنزع أنبوب التفريغ.

التحليل والاستنتاج:

1. **أفسر** ظهور حزمة من الأشعة بين القطبين عند تمرير التيار الكهربائي في أنبوب التفريغ.
2. أوضح أثر المجال المغناطيسي في مسار الأشعة.
3. **استنتج** بعض خصائص الأشعة التي تظهر في أنبوب التفريغ.



الشكل (8): نموذج ثومسون.

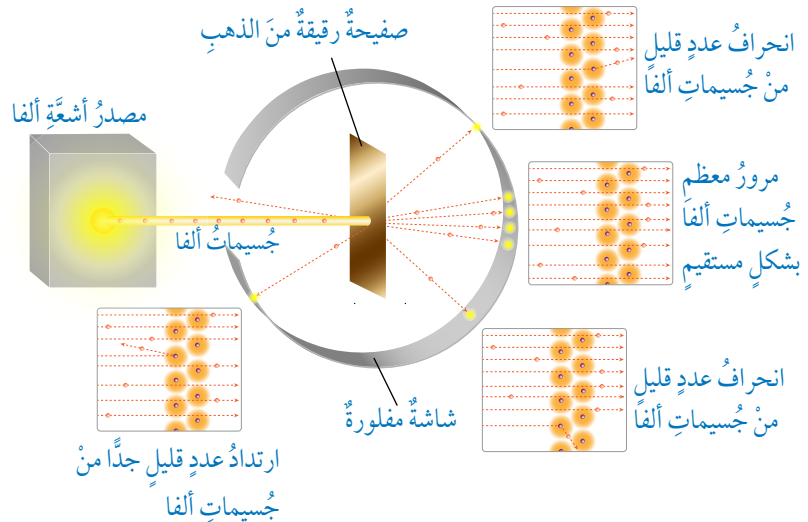
نموذج ثومسون Thomson's Model

استمرَّ نموذج دالتون مدّة من الزمن، إلى أن جاء العالمُ ثومسون Thomson الذي أثبت وجود جسيمات سالبة الشحنة تتكوّن منها الذرّات. وبما أن الذرّات متعادلة الشحنة الكهربائيّة؛ فلا بدّ من وجود شحنات موجبة تُعادل الشحنات السالبة التي جرى إثبات وجودها؛ ما دعاه إلى اقتراح نموذج ذرّي جديد، أطلق عليه اسم **نموذج ثومسون Thomson's Model** الذي يفترض فيه الذرّة كرة متجانسة من الشحنات الموجبة، غرس فيها عددًا من الإلكترونات السالبة الشحنة ما يجعل الذرّة متعادلة كهربائيًا. أنظر الشكل (8).

نموذج رذرفورد Rutherford's Model

لم يمض على نموذج ثومسون زمنٌ طويل، حتّى جاء العالمُ إرنست رذرفورد Ernest Rutherford بنموذج أكثر قبولًا؛ إذ أطلق **جسيمات ألفا Alpha Particles** وهي جسيمات موجبة الشحنة وعالية السرعة تنبعث من ذرّات عناصر مشعّة باتجاه صفيحة رقيقة من الذهب، وكان من المتوقّع أن تعبر جسيمات ألفا بشكل مستقيم خلال صفيحة الذهب، إلّا أن ما شاهده هو أن معظم جسيمات ألفا تمرّ عبر صفيحة الذهب إلى الجهة المقابلة بشكل مستقيم، وأن عددًا قليلًا من هذه الجسيمات انحرف عن مساره، وعددًا قليلًا جدًا منها ارتدّ إلى الخلف، وبيّن الشكل (9) ملاحظات تجربة رذرفورد.

✓ **أتحقّق:** أصفُ نموذج ثومسون للذرّة.



الشكل (9): ملاحظات تجربة رذرفورد. كيف استدل رذرفورد على مسارات أشعة ألفا التي أطلقها باتجاه صفيحة الذهب؟

ويمكن تلخيص النتائج التي توصل إليها رذرفورد كما في الجدول (1):

الرقم	الملاحظة	الاستنتاج
1	نفاذ غالبية أشعة ألفا عند اصطدامها بصفيحة الذهب.	إن غالبية حجم الذرة فراغ.
2	انحراف عدد قليل من جسيمات ألفا.	وجود نواة موجبة الشحنة تنافرت معها جسيمات ألفا فانحرفت.
3	ارتداد عدد قليل جداً من جسيمات ألفا.	إن النواة الموجبة الشحنة صغيرة جداً وتتركز فيها كتلة الذرة فارتدت جسيمات ألفا مباشرة عند اصطدامها بالنواة.

وبناءً على هذه النتائج؛ تمكّن رذرفورد من تطوير نموذج جديد لبنية الذرة أطلق عليه اسم **نموذج رذرفورد Rutherford's Model**، وافترض أن الذرة لها نواة صغيرة جداً مشحونة بشحنة موجبة، تتركز فيها كتلة الذرة وتدور حولها الإلكترونات السالبة الشحنة، وأن معظم حجم الذرة فراغ.

استمرت الدراسات والأبحاث حول مكونات الذرة، فقد تمكّن العالم شادويك Chadwick من قذف صفيحة من البريليوم بجسيمات ألفا، وتوصل إلى انطلاق إشعاعات على شكل جسيمات متعادلة الشحنة سميت **النيوترونات Neutrons**، وبذلك جرى التوصل إلى أن الذرة هي أصغر جزء من العنصر تحمل صفاته، وأن كل عنصر مكون من نوع واحد من الذرات، يتكوّن كل منها من (3) أنواع من الجسيمات؛ هي البروتونات، والنيوترونات، والإلكترونات. وعندما درست هذه الجسيمات وفورنت كتلتها وشحنتها ببعضها بعضاً؛ جرى التوصل إلى أن كتلة البروتون مساوية لكتلة النيوترون تقريباً وأن كتلة الإلكترون تساوي $\frac{1}{1840}$ من كتلة البروتون.

وأن شحنة الإلكترون تساوي شحنة البروتون عددياً وتخالّفها في الإشارة؛ ويبيّن الجدول (2) شحنة مكونات الذرة وكتلتها النسبية.

الجدول (2): شحنة مكونات الذرة وكتلتها النسبية .

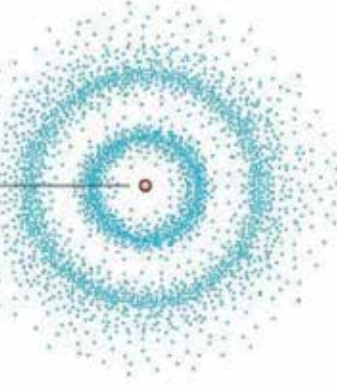
الجسيم	الشحنة	الكتلة النسبية
البروتون	+1	1
النيوترون	0	1
الإلكترون	-1	$\frac{1}{1840}$

الشكل (10): التركيب العام للذرة.

البروتونات
موجبة الشحنة
والنيوترونات
التي لا تحمل
شحنة.

النواة

الإلكترونات
جسيمات ذات
شحنة سالبة
تُحيط بالنواة



وقد وجد أن البروتونات والنيوترونات تتركز في وسط الذرة في ما يُسمى **النواة Nucleus**، بينما توجد الإلكترونات حول النواة وتتحرك في مسارات محددة. ويبيّن الشكل (10) التركيب العام للذرة.

✓ **أتحقّق:**

- أعدد شحنة كل من البروتونات، والنيوترونات، والإلكترونات.
- ما سبب انحراف عدد قليل من جسيمات ألفا عند مرورها خلال صفيحة الذهب.

النظائر Isotopes

تحتوي ذرات العنصر على عدد من البروتونات مساوٍ لعدد الإلكترونات فيها، وقد وجد أن بعض العناصر قد تحتوي على أعداد مختلفة من النيوترونات في بعض أنوية ذراتها، أي إن لها العدد الذري نفسه ولكنها تختلف في العدد الكتلي، ويُطلق على هذه العناصر اسم **النظائر Isotopes**، وقد يكون للعنصر نفسه نظيران أو أكثر، فمثلاً: عنصر الكلور له نظيران (Cl-35, Cl-37) ويمكن التعبير عنهما على النحو الآتي: $^{35}_{17}\text{Cl}$ و $^{37}_{17}\text{Cl}$ ويبيّن الجدول (3) نظائر الكلور.

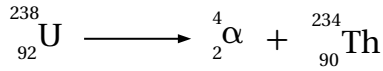
وكذلك عنصر الكربون له (3) نظائر، تمتلك جميعها العدد نفسه من البروتونات وهو (6) بروتونات، ولكنها تختلف عن بعضها في عدد النيوترونات؛ فالكربون 12- (C-12) يوجد في نواته (6) نيوترونات،

الجدول (3): نظائر الكلور.

عدد النوترونات	عدد البروتونات	رمز النظير
18	17	$^{35}_{17}\text{Cl}$
20	17	$^{37}_{17}\text{Cl}$

والكربون -13 (C-13) يوجد في نواته (7) نيوترونات، أمّا الكربون -14 (C-14) فيوجد في نواته (8) نيوترونات. وكلّ هذه النظائر توجد في الطبيعة بنسبٍ مئويةٍ محدّدة.

تبيّن أنّ نظائر العنصر الواحد لها الخصائص الكيميائية نفسها، ولكنّها تختلف قليلاً عن بعضها في الخصائص الفيزيائية. كما وجد أنّ ذرّات بعض نظائر العناصر لها القدرة على إطلاق الإشعاعات بصورة تلقائية، وتُسمّى **النظائر المشعّة** **Radioactive Isotopes**؛ فيؤدّي إلى تحلّلها مع مرور الزمن وتحوّلها إلى عنصرٍ آخر أكثر استقراراً إذا كان الانبعاث على شكل جسيمات ألفا (α) أو بيتا (β)، وبذلك يتغيّر عدد البروتونات أو النيوترونات أو كلاهما في نواتها. ثمّ يحدث تغيير في تركيب النواة، ومثال ذلك تحلّل عنصر اليورانيوم إلى عنصر الثوريوم والمعادلة الآتية توضّح ذلك:



وقد تكون الإشعاعات المنبعثة من بعض النظائر المشعّة على شكل أمواج كهرومغناطيسيّة مثل أشعّة جاما (γ). وتستخدم النظائر المشعّة في عدد من المجالات الطبيّة والصناعيّة وأغراض البحث العلميّ.

✓ **أتحقّق:** أوضّح المقصود بالنظائر.

أبحاث: باستخدام شبكة الإنترنت والمصادر العلميّة المتاحّة؛ أبحث عن خصائص الجسيمات ألفا وبيتا وجاما، وأقارن بينها من حيث: مقدار الشحنة، والسرعة، والطاقة التي يمتلكها كلّ جسيم، وقدرتها النسيجيّة على اختراق الأجسام، وأحدّد استخداماتها العمليّة. وأناقش زملائي / زميلاتي في ما توصّلت إليه.

الربط بعلوم الأرض



يُعدّ نظير الكربون -14 من النظائر المشعّة، حيث يستخدم في تقدير عمر بعض المواد الموجودة منذ آلاف السنين، حيث يدخل الكربون في تركيبها مثل الخشب والجلود والعظام، وهو ما يسمى بالعمر الكربوني لها.

الربط بالطبّ



تُستخدم أشعّة جاما (γ) المنبعثة من النظائر المشعّة في الأغراض الطبيّة، مثل التصوير الطبقيّ.



مراجعة الدرس

- 1- الفكرة الرئيسة: أوضّح دور التجارب العلمية في معرفة مكونات الذرة.
- 2- أوضّح المقصود بكلّ من:
 - أ . النموذج الذريّ.
 - ب . النظائر المشعّة.
- 3- **أفسّر** ما يأتي:
 - أ . انحراف الشعاع داخل أنبوب التفريغ الكهربائيّ؛ عند تقريب المغناطيس من الأنبوب.
 - ب . فشل نموذج دالتون للذرة.
- 4- **أقارن** بين نموذجي ثومسون و رذرفورد، من حيث مكونات الذرة وأماكن وجودها وفق الجدول الآتي:

النموذج	مكونات الذرة	أماكن وجودها
ثومسون		
رذرفورد		

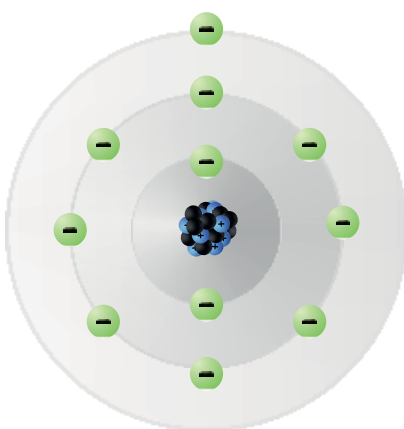
- 5- أوضّح أهمّ ما أشارت إليه نتائج تجارب التحليل الكهربائي ونتائج تجارب التفريغ الكهربائيّ.
- 6- **السبب والنتيجة:** ما سبب مرور معظم جسيمات ألفا خلال صفيحة الذهب؟
- 7- **استنتج:** إذا كان العدد الذريّ للنحاس يساوي 29 واكتشف نظيران له هما: $\text{Cu} - 65$, $\text{Cu} - 63$ ؛ فاستنتج عدد كلّ ممّا يأتي في كلا النظيرين:
 - أ . البروتونات.
 - ب . النيوترونات.
 - جـ. الإلكترونات.
- 8- **أطرح سؤالاً** إجابته: النظائر.

Electron Configuration التوزيع الإلكتروني

تحتوي الذرة على (3) مكونات أساسية، هي البروتونات والنيوترونات والإلكترونات؛ إذ توجد البروتونات والنيوترونات في مركز الذرة (النواة)، بينما تتوزع الإلكترونات في مناطق تحيط بالنواة تُسمى **مستويات الطاقة** Energy Levels، وكل مستوى له نصف قطر وطاقة محددين، ويتسع لعدد محدد من الإلكترونات، وتزداد سعته بزيادة بعده عن النواة؛ فالذرة المتعادلة تحتوي على عدد من الإلكترونات يساوي عدد البروتونات فيها، أي يساوي عددها الذري، أنظر الشكل (11).

فكيف تتوزع الإلكترونات في مستويات الطاقة للذرة؟ وما العلاقة بين توزيع الإلكترونات في مستويات الطاقة وموقع العنصر في الجدول الدوري؟ وما علاقة هذا الترتيب بخصائص العنصر وسلوكه الكيميائي؟ هذا ما سنتعرف إليه في هذا الدرس.

sodium Atom $_{11}\text{Na}$



- + 11 Protons
- 11 Electrons
- 12 Neutrons

الشكل (11): عدد الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات في ذرة الصوديوم.

الفكرة الرئيسة:

ترتّب العناصر في الجدول الدوري وفق أعدادها الذرية وخصائصها الكيميائية والفيزيائية، التي تتغير في الدورة والمجموعة بصفة دورية.

نتائج التعلم:

أكتب التوزيع الإلكتروني لذرات بعض العناصر المُمثلة وأيوناتها في المجموعات المختلفة.

أستنتج ترتيب العناصر في الجدول الدوري وخصائصها ضمن الدورة والمجموعة الواحدة.

أُتنبأ باستخدام الجدول الدوري ببعض خصائص العناصر (الحجم والنشاط الكيميائي).

أستقصي السلوك الكيميائي للعناصر المُمثلة بناءً على توزيعها الإلكتروني.

أفسّر استقرار الغازات النبيلة.

أُعرف بعض استخدامات العناصر المُمثلة.

المفاهيم والمصطلحات:

Energy Levels	مُستويات الطاقة
Periodicity	الدورية
Metals	الفلزات
NonMetals	اللافلزات
Metalloids	أشباه الفلزات
Alkali Metals	الفلزات القلوية
	الفلزات القلوية الأرضية
Alkaline Earth Metals	
Halogens	الهالوجينات
Noble Gases	الغازات النبيلة

الجدول (4): السعة القصوى من الإلكترونات لأربعة مستويات من الطاقة في العناصر الممثلة.

رقم مستوى الطاقة	السعة القصوى من الإلكترونات
1	2
2	8
3	8 إلكترونات (عدد ذري من 18 حتى 20)، و 18 إلكترون (عدد ذري من 31 حتى 36)
4	8 إلكترونات (عدد ذري 36)

التوزيع الإلكتروني للعناصر الممثلة (المجموعات A)

Electronic Configuration of Representative Elements (A groups)

يتسع المستوى الأول كحد أقصى لإلكترونين، والمستوى الثاني يتسع لـ (8) إلكترونات. ويبيّن الجدول (4) السعة القصوى من الإلكترونات لأربعة مستويات من الطاقة في العناصر الممثلة. يوجد عدد من المبادئ والقواعد التي يجب مراعاتها عند كتابة التوزيع الإلكتروني للذرة، سنتعرف إليها في الصف القادم. أما في هذا الدرس سنتعرف إلى التوزيع الإلكتروني للعناصر الممثلة في الجدول الدوري حتى نهاية عناصر الدورة الرابعة. والأمثلة الآتية توضح كيفية توزيع الإلكترونات لعدد من ذرات العناصر الممثلة.

المثال 1

أكتب التوزيع الإلكتروني لذرة الأكسجين ${}^8\text{O}$

الحل:

عدد الإلكترونات في ذرة الأكسجين يساوي العدد الذري لها، ويساوي 8. عند كتابة التوزيع الإلكتروني أراعي السعة القصوى للمستوى من الإلكترونات؛ فأوزع إلكترونين (2e) في المستوى الأول، ويتبقى (6) إلكترونات (6e) توزع في المستوى الثاني، كما يأتي: ${}^8\text{O} : 2, 6$

المثال 2

أكتب التوزيع الإلكتروني لذرة الكبريت ^{16}S

الحل:

عدّد الإلكترونات في ذرّة الكبريت، يُساوي العدّد الذريّ لها ويُساوي 16. أُوزّع 2e منها في المستوى الأوّل، ثمّ أُوزّع 8e في المستوى الثاني، ويتبقى 6e تُوزّع في المستوى الثالث (الخارجي)، كما يأتي: $^{16}\text{S}: 2, 8, 6$

المثال 3

أكتب التوزيع الإلكتروني لذرة الكالسيوم ^{20}Ca

الحل:

عدّد الإلكترونات في ذرّة الكالسيوم، يُساوي العدّد الذريّ لها ويُساوي 20. أُوزّع 2e منها في المستوى الأوّل، ثمّ أُوزّع 8e في المستوى الثاني، ويتبقى 10e يُفترض أن توزّع في المستوى الثالث، وبما أنّه يجب ألا يزيد عدّد الإلكترونات في المستوى الخارجي على 8e؛ لذا، أُوزّع 8e في المستوى الثالث، ويتبقى 2e تُوزّع في المستوى الذي يليه (الخارجي)، كما يأتي: $^{20}\text{Ca}: 2, 8, 8, 2$

المثال 4

أكتب التوزيع الإلكتروني لذرة البروم ^{35}Br

الحل:

عدّد الإلكترونات في ذرّة البروم، يُساوي العدّد الذريّ لها ويُساوي 35. أُوزّع 2e منها في المستوى الأوّل، ثمّ أُوزّع 8e في المستوى الثاني ويتبقى 25e؛ ولأنّ العدّد الذريّ للعنصر يزيد على 28؛ أُوزّع منها 18e في المستوى الثالث الذي يتسع إلى 18e حدّاً أقصى ويتبقى 7e أُوزّعها في المستوى الرابع، كما يأتي: $^{35}\text{Br}: 2, 8, 18, 7$

ترتيب العناصر في الجدول الدوري Arrangement of the Elements

ترتّب العناصر في الجدول الدوري بناءً على العدد الذري لها والتشابه في خصائصها الكيميائية والفيزيائية التي تعتمد على التوزيع الإلكتروني لذراتها؛ فالجدول الدوري يتكوّن من (7) دورات، و (18) مجموعة تُقسّم إلى نوعين من المجموعات هما: مجموعات العناصر الممثّلة (A) وعددها (8) مجموعات، وتشمل المجموعات أو الأعمدة ذات الأرقام (1,2,13-18) كما يظهر في الشكل (12). ومجموعات العناصر الانتقالية (B)؛ وستعرّف إلى هذه المجموعات وتوزيعها الإلكتروني في الصفّ القادم، أمّا في درسنا هذا فستعرّف إلى ترتيب عناصر المجموعات الممثّلة في الجدول الدوري وخصائصها في الدورة والمجموعة الواحدة.

✓ **أنحقّق:** أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الذرات الآتية: ^{31}Ga , ^{15}P

العناصر الممثّلة

الشكل (12): العناصر الممثّلة في الجدول الدوري.

العناصر الممثّلة

1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIB	9 VIIB	10 VIIB	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIA
1 H 1.00794	2 He 4.002602	3 Li 6.941	4 Be 9.012182	5 B 10.811	6 C 12.0107	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.998403	10 Ne 20.1797	11 Na 22.989769	12 Mg 24.304	13 Al 26.981538	14 Si 28.0855	15 P 30.973762	16 S 32.06	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.95591	22 Ti 47.867	23 V 50.9415	24 Cr 51.9962	25 Mn 54.93804	26 Fe 55.845	27 Co 58.93319	28 Ni 58.6934	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.90585	40 Zr 91.224	41 Nb 92.90638	42 Mo 95.96	43 Tc 98.9062	44 Ru 101.07	45 Rh 102.9055	46 Pd 106.42	47 Ag 107.8682	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.760	52 Te 127.60	53 I 126.9044	54 Xe 131.293
55 Cs 132.9054	56 Ba 137.327	57 La 138.9054	58 Ce 140.12	59 Pr 140.9076	60 Nd 144.242	61 Pm 144.9127	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.9253	66 Dy 162.50	67 Ho 164.9303	68 Er 167.259	69 Tm 168.9342	70 Yb 173.054	71 Lu 174.967	72 Hf 178.49
87 Fr [223]	88 Ra [226]	89 Ac [227]	90 Th 232.0380	91 Pa 231.0368	92 U 238.0289	93 Np 237	94 Pu 244	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 251	99 Es 252	100 Fm 257	101 Md 258	102 No 259	103 Lr 262	104 Rf [261]
105 Db [262]	106 Sg [266]	107 Bh [264]	108 Hs [277]	109 Mt [268]	110 Ds [271]	111 Rg [272]	112 Cn [285]	113 Nh [286]	114 Fl [289]	115 Mc [290]	116 Lv [293]	117 Ts [294]	118 Og [294]	119 [295]	120 [295]	121 [296]	122 [296]

فلزات

لافلزات

أشباه فلزات

غازات نبيلة

يرتبطُ ترتيبُ العنصرِ في الجدولِ الدوريّ في التوزيعِ الإلكترونيّ لذَرَّتِهِ؛ إذ يُشيرُ رَقْمُ الدَّورَةِ في الجدولِ الدوريّ إلى عددِ المُستوياتِ في التوزيعِ الإلكترونيّ للذَرَّة، كما يُشيرُ رَقْمُ المجموعةِ (العمود) في الجدولِ الدوريّ إلى عددِ إلكتروناتِ مُستوى الطاقةِ الخارجيّ للذَرَّة (إلكتروناتِ التكافؤ)، فمثلاً: لذَرَّةِ الفسفورِ التوزيعُ الإلكترونيّ الآتي:

$15P:2,8,5$

يَتَّضِحُ أَنَّ إلكتروناتِ ذَرَّةِ الفسفورِ تشغُلُ (3) مُستوياتٍ منَ الطاقةِ، حيثُ يُشيرُ إلى أَنَّ الفسفورِ يوجدُ في الدَّورَةِ الثَّلاثَةِ في الجدولِ الدوريّ، كما يحتوي المُستوى الخارجيّ لذَرَّتِهِ على $5e$ ، وهذا يُشيرُ إلى أَنَّهُ موجودٌ في المجموعةِ $5A$ أو المجموعةِ (15)، ويمكنُ التحققُّ منَ ذلكَ بالرجوعِ إلى الشكلِ (12).

كما يُمكنُ كتابةُ التوزيعِ الإلكترونيّ للعنصرِ بمعرفةِ موقعِهِ في الجدولِ الدوريّ، فمثلاً: بالرجوعِ إلى الجدولِ الدوريّ الشكلِ (13) نجدُ أَنَّ الفلورِ F يوجدُ في الدَّورَةِ الثَّانِيَةِ والمجموعةِ $7A$ ؛ ويعني ذلكُ أَنَّ إلكتروناتِ ذَرَّةِ الفلورِ تشغُلُ مُستويينِ منَ الطاقةِ، ويحتوي المُستوى الثَّانِي منهما على $7e$ ؛ ويكونُ المُستوى الأوَّلُ ممتلئاً بإلكترونينِ $2e$ ، وبهذا يكونُ التوزيعُ الإلكترونيّ لذَرَّتِهِ، كما يأتي: $F: 2,7$.

أمَّا عنصرُ الكالسيومِ Ca فإنَّهُ يوجدُ في الدَّورَةِ الرَّابِعَةِ والمجموعةِ $2A$ ؛ ويعني ذلكُ أَنَّ إلكتروناتِ ذَرَّتِهِ تشغُلُ (4) مُستوياتٍ منَ الطاقةِ. يحتوي المُستوى الأوَّلُ (الدَّورَةُ الأوَّلَى) على إلكترونينِ، ويحتوي المُستوى الثَّانِي (الدَّورَةُ الثَّانِيَةُ) على $8e$ ، ويحتوي المُستوى الثَّالِثُ (الدَّورَةُ الثَّالِثَةُ) على $8e$ ، أمَّا المُستوى الخارجيّ فهوَ يحتوي على $2e$ ، ويكونُ التوزيعُ الإلكترونيّ لذَرَّتِهِ على النحوِ الآتي: $Ca: 2, 8, 8, 2$.

وأمَّا عنصرُ السيلينيومِ Se فإنَّهُ يوجدُ في الدَّورَةِ الرَّابِعَةِ والمجموعةِ $6A$ ؛ ويعني ذلكُ أَنَّ إلكتروناتِ ذَرَّتِهِ تشغُلُ (4) مُستوياتٍ منَ الطاقةِ. يحتوي

المُستوى الأوَّل (الدورةُ الأولى) على إلكترونين، ويحتوي المُستوى الثاني (الدورةُ الثانية) على 8e، ويحتوي المُستوى الثالث (الدورةُ الثالثة) على 8e، أمَّا الدورةُ الرابعة التي تُمثِّل المُستوى الخارجي فهي تتضمَّن مجموعاتِ العناصرِ الانتقاليَّة وعددها (10) عناصر؛ فيُضاف (10) إلى المُستوى الثالث ليُصبح عددُ الإلكترونات في المُستوى الثالث 18e. وبهذا؛ فإنَّ عددَ إلكترونات المُستوى الرابع (الخارجي) يُساوي رقمَ مجموعةِ العنصرِ ويُساوي (6)، ويكونُ التوزيعُ الإلكتروني لذرَّتِه على النحو الآتي: Se: 2,8,18,6

✓ **أتحقق:**

- أكتب - مستعينًا بالجدول الدوري - التوزيع الإلكتروني لكلِّ من العناصر الآتية:
- عنصرٌ يقع في الدورة الثالثة والمجموعة 4A في الجدول الدوري.
- عنصرٌ يقع في الدورة الرابعة والمجموعة 5A في الجدول الدوري.

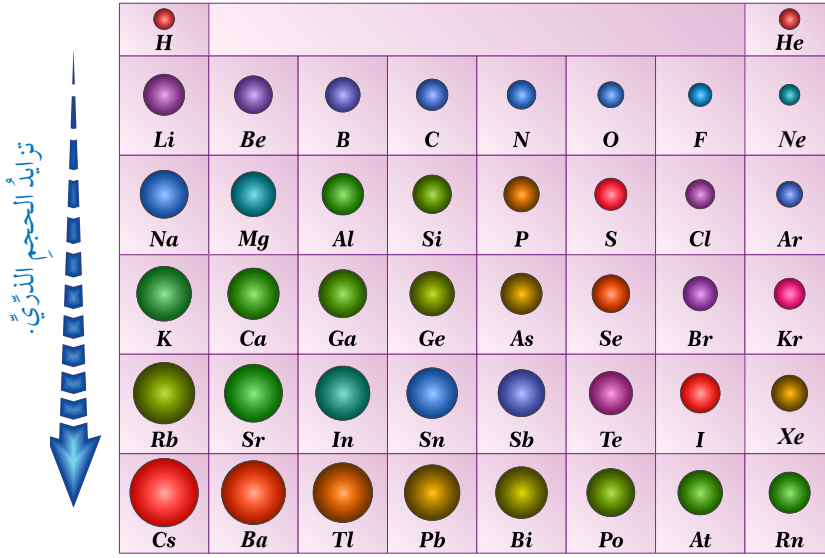


الربط بالطب



يُستخدمُ عنصرُ السيلينيوم كمُكمِّلًا غذائيًّا؛ لتعويضِ نقصِ السيلينيوم في الجسمِ الذي يُسبِّبُ خمولَ الغدَّةِ الدَّرَقِيَّة؛ فهو يُساعدُ على إنتاجِ الهرموناتِ التي تُفرزُها الغدَّةُ الدَّرَقِيَّة، وكذلكَ عمليَّاتِ تصنيعِ الحُموضِ النوويَّة. كما يُستخدمُ في معالجةِ أمراضِ القلبِ والأوعية الدموية، ويُساعدُ على تقويةِ جهازِ المناعة ومقاومةِ فيروسِ نقصِ المناعة المكتسبة (الإيدز).

تناقص الحجم الذري.



H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

الشكل (13): تغير حجوم ذرات العناصر الممثلة في الجدول الدوري.

أفسر: يعد الحجم الذري من الخصائص الدورية للعناصر في الجدول الدوري.

الخصائص الدورية في الجدول الدوري

Periodicity Properties of Periodic Table

تتغير خصائص العناصر في الدورة الواحدة بالاتجاه من اليسار إلى اليمين، ويتكرر هذا التغير بشكل منتظم في كل دورة، كما تتفاوت خصائص عناصر المجموعة الواحدة بالاتجاه من الأعلى إلى الأسفل، ويتكرر ذلك لكل مجموعة بشكل منتظم. وبهذا نجد أن تغيرات متكررة تحدث في خصائص العناصر في كل دورة ومجموعة، وهو ما يسمى **الدورية Periodicity**، ويُستفاد منها في التنبؤ بسلوك العناصر وخصائصها.

الحجم الذري Atomic Size

يمكن التنبؤ بحجوم الذرات بناءً على موقعها في الجدول الدوري. أنظر الشكل (13)، الذي يبين تغير حجوم ذرات العناصر الممثلة في الجدول الدوري؛ إذ يُلاحظ تناقص حجوم الذرات بزيادة العدد الذري في الدورة الواحدة، أي بالاتجاه من اليسار إلى اليمين؛ فمثلاً: ذرة الليثيوم Li على يسار الدورة الثانية هي الأكبر حجمًا، وتقل حجوم الذرات بالاتجاه إلى اليمين وصولاً إلى ذرة النيون Ne التي هي أصغر الذرات حجمًا في هذه الدورة.

3	Li	Lithium	6.94
11	Na	Sodium	22.99
19	K	Potassium	39.10
37	Rb	Rubidium	85.46
55	Cs	Caesium	132.91

تزايد النشاط الكيميائي؛
زيادة حجم الذرات.

الشكل (14): تزايد النشاط الكيميائي
لعناصر المجموعة 1A.

9	F	Fluorine	18.998
17	Cl	Chlorine	35.45
35	Br	Bromine	79.904
53	I	Iodine	126.90

تزايد النشاط الكيميائي؛
تناقص الحجم الذري.

الشكل (15): تزايد نشاط عناصر
المجموعة 7A.

أما في المجموعات؛ فيلاحظ من الشكل (13) أن أحجام الذرات تزايد بالتجاه من الأعلى إلى الأسفل في المجموعة الواحدة، فمثلاً: ذرة البيريليوم Be في المجموعة الثانية هي الأصغر حجماً، وبالتجاه إلى الأسفل تزداد أحجام الذرات وصولاً إلى ذرة الباريوم Ba الأكبر حجماً في هذه المجموعة.

نشاط العناصر Reactivity of Elements

يؤثر الحجم الذري في عدد من الخصائص الكيميائية للعنصر، فالنشاط الكيميائي للعنصر يعتمد على حجم ذراته، فمثلاً: يزداد نشاط الفلزات بالتجاه إلى الأسفل في المجموعة الواحدة، أنظر الشكل (14). وذلك لأن نشاطها الكيميائي يعتمد على فقدتها الإلكترونات وتكوين ذراتها أيونات موجبة في مركباتها، وزيادة أحجام ذراتها تصبح إلكترونات المستوى الخارجي أبعد عن النواة؛ فيسهل فقدتها. ثم يمكن لذرات الفلزات الأكبر حجماً أن تتفاعل بسهولة أكبر مع العناصر الأخرى وتكون المركبات. أما في الدورة فنجد أنه بالتجاه إلى اليمين تقل أحجام الذرات وبذلك يقل النشاط الكيميائي للفلزات.

أما اللافلزات فإن نشاطها الكيميائي يعتمد على اكتسابها أو جذبها الإلكترونات، وكلما قلت أحجام الذرات أصبحت إلكترونات المستوى الأخير أكثر قرباً إلى النواة، وأصبح من السهل على الذرة اكتساب الإلكترونات أو جذبها، ونظراً إلى صغر أحجام ذرات اللافلزات؛ فإنها تكتسب الإلكترونات عند تفاعلها مع الفلزات، وتكون ذراتها أيونات سالبة. إضافة إلى أن نشاط اللافلزات يزداد بنقصان أحجام ذراتها. أنظر الشكل (15).

✓ **أتحقق:** أقرن بين نشاط الفلزات واللافلزات بالتجاه من الأعلى إلى الأسفل في المجموعة الواحدة في الجدول الدوري.

أرقام مجموعات العناصر الممثلة.

1 ↓ IA	2 ↓ IIA		13 ↓ IIIA	14 ↓ IVA	15 ↓ VA	16 ↓ VIA	17 ↓ VIIA	18 ↓ VIIIA
Na Sodium 22.98976928 2-8-1	Mg Magnesium 24.305 2-8-2		Al Aluminum 26.982 2-8-3	Si Silicon 28.085 2-8-4	P Phosphorus 30.974 2-8-5	S Sulfur 32.06 2-8-6	Cl Chlorine 35.45 2-8-7	Ar Argon 39.948 2-8-8

الدورة الثالثة.

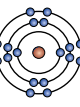
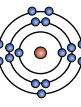
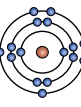
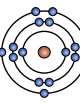
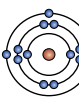
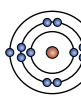
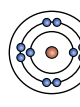
الشكل (16): عناصر
الدورة الثالثة في
الجدول الدوري.

التوزيع الإلكتروني والخصائص الكيميائية

Electronic Configuration and Chemical Properties

تتضمن الدورة في الجدول الدوري عددًا من العناصر يزداد عددها الذري بالاتجاه من اليسار إلى اليمين في الدورة، ويكون لعناصر الدورة جميعها العدد نفسه من مستويات الطاقة، فمثلاً: الدورة الثالثة تحتوي على (8) عناصر ممثلة، أنظر الشكل (16).

ويكون التوزيع الإلكتروني لذراتها على النحو الآتي:

الآرجون	الكلور	الكبريت	الفسفور	السيليكون	الألمنيوم	المغنسيوم	الصوديوم
							
2,8,8	2,8,7	2,8,6	2,8,5	2,8,4	2,8,3	2,8,2	2,8,1

يتضح من توزيعها الإلكتروني أن كلاً منها له (3) مستويات طاقة؛ يحتوي المستوى الأول منها على 2e، أما المستوى الثاني فيحتوي على 8e، ويحتوي المستوى الثالث (الخارجي) على عدد من الإلكترونات يزداد عددها إلكترونًا واحدًا بالانتقال من الصوديوم إلى الآرجون؛ فالعناصر الثلاثة الأولى على يسار الدورة تحتوي مستواها الخارجي على 1e، 2e، 3e على الترتيب، وهي تفقد هذه الإلكترونات في تفاعلاتها، وتسمى **الفلزات Metals**؛ وهذه العناصر تقع في ثلاث مجموعات (أعمدة) مختلفة يكون أكثرها نشاطًا العنصر في المجموعة الأولى، ويقل نشاطها بالاتجاه إلى اليمين بزيادة العدد الذري للعناصر، ويعد عنصر السيليكون في المجموعة الرابعة شبه فلز متوسط النشاط. وأشباه الفلزات **Metalloids** هي عناصر تفصل بين الفلزات واللافلزات في

Group 1A	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
	3	11	19	37	55	87

الشكل (17): عناصر المجموعة الأولى في الجدول الدوري.

الجدول الدوري، وتشبه في بعض خصائصها الفلزات وفي خصائص أخرى اللافلزات. أمّا عناصر المجموعات 5, 6, 7 فهي تكتسب الإلكترونات في تفاعلاتها مع الفلزات وتُسمى **اللافلزات NonMetals**، ويزداد نشاطها بزيادة عدد الإلكترونات في المستوى الخارجي لذراتها بالاتجاه إلى اليمين؛ فيكون أكثرها نشاطاً العنصر في المجموعة السابعة، وتنتهي الدورة في المجموعة الثامنة بعنصر الغاز النبيل الذي لا يتفاعل بسهولة في الظروف العادية.

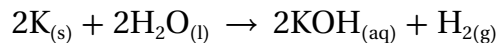
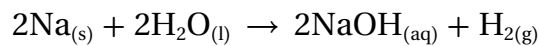
أمّا بالنسبة إلى المجموعات في الجدول الدوري؛ فنجد أن عناصر المجموعة الواحدة تمتلك العدد نفسه من الإلكترونات في المستوى الخارجي. حيث تشابه في خصائصها الكيميائية. وفي ما يأتي بعض المجموعات في الجدول الدوري وبعض خصائصها الكيميائية واستخداماتها.

المجموعة الأولى: (1A) Group

تضم المجموعة الأولى عدداً من العناصر كما يظهر في الشكل (17)، ويكون لذراتها التوزيع الإلكتروني الآتي:



يتضح أن المستوى الخارجي لذرات هذه العناصر يحتوي على إلكترون واحد تفقده بسهولة عند تفاعلها مع عناصر أو مواد أخرى مكونة أيونات أحادية موجبة (+1)، وتُسمى **الفلزات القلوية Alkali Metals** باستثناء الهيدروجين، وهي بشكل عام لا معة وليئة يسهل قطعها بالسكين، وذات درجتى انصهار وجليان منخفضتان مقارنة بالفلزات الأخرى، وتتفاعل هذه الفلزات بشدة مع الهواء؛ لذا، تُحفظ بمعزل عنه، فمثلاً: يُحفظ الصوديوم تحت الكاز ويُحفظ البوتاسيوم تحت البرافين، كما تتفاعل الفلزات القلوية بشدة مع الماء مكونة هيدروكسيدات الفلزات مثل هيدروكسيد البوتاسيوم KOH، وهيدروكسيد الصوديوم NaOH، والمعادلتان الآتيتان توضّحان تفاعل بعض هذه الفلزات مع الماء:





Li



Na



K



Cs

الشكل (18): تفاعل بعض عناصر المجموعة الأولى مع الماء.

وتتفاوت هذه العناصر في شدة تفاعلها مع الماء تبعاً لنشاطها، فيتفاعل الليثيوم ببطء، بينما يتفاعل الصوديوم بشدة مع الماء، وتؤدي الحرارة الناتجة إلى احتراق غاز الهيدروجين الناتج. أما البوتاسيوم فهو شديد التفاعل؛ إذ يؤدي إلى إنتاج كمية كبيرة من الطاقة تُسبب اشتعالًا شديدًا لغاز الهيدروجين. ويؤدي تفاعل السيزيوم مع الماء إلى حدوث انفجار بسبب شدة التفاعل، أنظر الشكل (18).

المجموعة الثانية: Group (2A)

تضم المجموعة الثانية عددًا من العناصر، كما يظهر في الشكل (19)، ويكون لذراتها التوزيع الإلكتروني الآتي:



يتضح من التوزيع الإلكتروني أن المستوى الخارجي لذراتها يحتوي على إلكترونين سهل فقدتهما وتكوين أيونات ثنائية موجبة ($2+$) عند تفاعلها مع عناصر أخرى، ويُطلق عليها اسم **الفلزات القلوية الأرضية**

Alkaline Earth Metals؛ فهي توجد في القشرة الأرضية على شكل صخور السيليكات والكربونات والكبريتات، وهي قليلة الذوبان في الماء. ويُعد الكالسيوم والمغنيسيوم أكثرها انتشارًا وأكثرها أهمية تجارية، وهي أكثر صلابة وكثافة من عناصر المجموعة الأولى لكنها أقل نشاطًا كيميائيًا. ويُعد عنصر البيريليوم أقلها نشاطًا وعنصر الباريوم أكثرها نشاطًا.

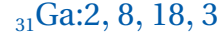
Group 2A	
Be	4
Mg	12
Ca	20
Sr	38
Ba	56
Ra	88

الشكل (19): عناصر المجموعة الثانية في الجدول الدوري.

الشكل (20): عناصر المجموعة الثالثة في الجدول الدوري.

المجموعة الثالثة: (3A) Group

تضم هذه المجموعة العناصر الموجودة في العمود (13) من الجدول الدوري، كما يظهر في الشكل (20)، وفي ما يأتي التوزيع الإلكتروني لبعض عناصر هذه المجموعة البورون ($5B$)، الألمنيوم ($13Al$)، الغاليوم ($31Ga$):



يتضح من التوزيع الإلكتروني أن المستوى الخارجي لذراتها يحتوي على (3) إلكترونات، وهي جميعها فلزات عدا البورون فهو شبه فلز. وتستخدم عناصر هذه المجموعة في مجالات عدة. فمثلاً: يُستخدم البورون في صناعة أواني الطبخ الزجاجية التي يمكن وضعها في الفرن أو المايكروويف مثل البايكس، ويُستخدم الألمنيوم في صناعة هياكل الطائرات والأسلاك الكهربائية، أما الغاليوم فيستخدم في صناعة رقاقات الحاسوب.

المجموعة الرابعة: (4A) Group

تضم هذه المجموعة العناصر الموجودة في العمود (14) من الجدول الدوري، كما يظهر في الشكل (21)، وفي ما يأتي التوزيع الإلكتروني لبعض عناصر هذه المجموعة (الكربون ($6C$)، السيليكون ($14Si$)، الجرمانيوم ($32Ge$):



على الرغم من أن المستوى الخارجي لذراتها يحتوي على (4) إلكترونات، إلا أن هذه العناصر تختلف في صفاتها؛ فبعضها لافلز مثل عنصر الكربون، وبعضها شبه فلز مثل عنصر السيليكون والجرمانيوم، بينما عنصر الرصاص (Pb) والقصدير (Sn) فهما من الفلزات. وبذلك؛ نجد تنوعاً كبيراً في استخدامات هذه العناصر؛ فعنصر الكربون يدخل في تركيب أجسام الكائنات الحية، ويُستخدم في صناعة أنواع البلاستيك المختلفة وصناعة الأدوية، أما السيليكون فهو من أكثر العناصر انتشاراً في

الشكل (21): عناصر المجموعة الرابعة في الجدول الدوري.

القشرة الأرضية، حيث يدخل في تركيب معدن الكوارتز الموجود بكثرة في الرمل الذي يُعدُّ المكوّن الأساسي في صناعة الزجاج. كما يُستخدم بالإضافة إلى الجرمانيوم في صناعة الأجهزة الإلكترونية. أمّا الرصاص فيُستخدم في صناعة الألبسة الواقية من الأشعة السينية، وكذلك في صناعة الجدران الواقية من تسرب الأشعة في المفاعلات النووية، وللقصدير استخدامات كثيرة من أشهرها صناعة حشوات الأسنان.

المجموعة الخامسة: Group (5A)

تضمُّ هذه المجموعة العناصر الموجودة في العمود (15) من الجدول الدوري، كما يظهر في الشكل (22)، وفي ما يأتي التوزيع الإلكتروني لبعض عناصر هذه المجموعة النيتروجين ($7N$)، الفسفور ($15P$)، الزرنيخ ($33As$):



يُعدُّ عنصر النيتروجين والفسفور من اللافلزات، وهما يدخلان في تركيب الحموض النووية المسؤولة عن التركيب الوراثي في أجسام الكائنات الحية. ويُعدُّ غاز الأمونيا NH_3 من أشهر مركّبات النيتروجين، ويُستخدم في العديد من الصناعات مثل صناعة الأسمدة النيتروجينية، أمّا الفسفور؛ فهو يُستخدم في صناعة أعواد الثقاب، وصناعة الأسمدة الفوسفاتية. كما تتضمن هذه المجموعة عناصر أخرى مثل الزرنيخ (As) والأنتيمون (Sb) وهما من أشباه الفلزات، بالإضافة إلى عنصر البزموت (Bi) الذي يُعدُّ من الفلزات ويدخل في تركيب الأدوية المعالجة لحموضة المعدة.

المجموعة السادسة: Group (6A)

من أشهر عناصر هذه المجموعة الأكسجين (O) والكبريت (S)، وهما من العناصر الأساسية للحياة؛ فالأكسجين ضروري لإنتاج الطاقة من الغذاء في أجسام الكائنات الحية، أمّا الكبريت فهو لافلز صلب أصفر اللون يدخل في صناعة حمض الكبريتيك H_2SO_4 الذي يُستخدم

الشكل (22): عناصر المجموعة الخامسة في الجدول الدوري.

Group 6A

8	O
16	S
34	Se
52	Te
84	Po
116	Lv

الشكل (23): عناصر المجموعة السادسة في الجدول الدوري.

Group 7A

9	F
17	Cl
35	Br
53	I
85	At
117	Ts

الشكل (24): عناصر المجموعة السابعة في الجدول الدوري.

في كثير من الصناعات. وفي ما يأتي التوزيع الإلكتروني لذرتي كل من الأكسجين والكبريت:



كما تشمل هذه المجموعة عناصر أخرى مثل السيلينيوم (Se)، أنظر الشكل (23). وهو عنصر موصل للتيار الكهربائي ويستخدم في بناء الخلايا الشمسية وفي آلات التصوير الضوئي.

المجموعة السابعة: (7A) Group

تضم هذه المجموعة العناصر الموجودة في العمود (17) من الجدول الدوري، أو العمود (7) في العناصر الممثلة كما تظهر في الشكل (24)، وتسمى **الهالوجينات Halogens** أو مكونات الأملاح، ويكون التوزيع الإلكتروني لذراتها على النحو الآتي:



يتضح من التوزيع الإلكتروني أن المستوى الخارجي لذراتها يحتوي على 7e، فهي تكسب 1e عند تفاعلها مع الفلزات وتكون أيونات أحادية سالبة (-1). ثم تكون مركبات متشابهة، فمثلاً: تتفاعل جميعها مع الصوديوم بسهولة مكونة مركبات متشابهة في صيغتها الكيميائية مثل NaF, NaCl, NaBr, NaI.

الهالوجينات لا فلزات تختلف في خصائصها الفيزيائية؛ فالفلور غاز أصفر باهت اللون شديد التفاعل، بينما الكلور غاز أخضر باهت اللون، والبروم سائل بني محمر اللون، واليود مادة صلبة سوداء لامعة، أما الأستاتين (At) فهو عنصر مشع، نادر الوجود في الطبيعة. تُستخدم الهالوجينات في مجالات واسعة؛ فالفلور مستخدم في صناعة معجون الأسنان، وتدخل مركباته في صناعة المبلّرات مثل التيفلون، كما يُستخدم الكلور في تعقيم المياه وصناعة المنظفات، ويستخدم البروم في صناعة المبيدات الحشرية، ويستخدم محلول اليود معقماً وغيرها الكثير من الاستخدامات.

المجموعة الثامنة: (8A) Group

تضم هذه المجموعة العناصر الموجودة في العمود (18) من الجدول الدوري، كما يظهر في الشكل (25)، ويكون لذراتها التوزيع الإلكتروني الآتي:



يلاحظ أن المستوى الخارجي لذرات هذه العناصر ممتلئاً بالإلكترونات؛ كما في الهيليوم والنيون، أو يحتوي على 8e، كما في الأرجون والكربون، وهو ما يجعلها مستقرة كيميائياً، فلا تكتسب الإلكترونات أو تفقدها، لذا؛ فهي توجد في الطبيعة على شكل ذرات منفردة في الحالة الغازية، ويُطلق عليها اسم **الغازات النبيلة** **Noble Gases**. وعلى الرغم من ذلك تمكن العلماء من تحضير بعض المركبات لبعض عناصر هذه المجموعة في المختبر مثل ثنائي فلوريد الكربون KrF_2 ، وللغازات النبيلة مجموعة من الاستخدامات، فمثلاً: يُستخدم الهيليوم في تعبئة بالونات الرصد الجوي والمناطيد، ويُستخدم النيون في صناعة أنابيب الإضاءة الحمراء والملونة، أنظر الشكل (26). ويُستخدم الأرجون في صناعة مصابيح الإضاءة.

أبحث: في مصادر المعرفة المناسبة عن استخدامات الغازات النبيلة في صناعة اللوحات المضئية، وأكتب تقريراً عنها، ثم أناقش زملائي / زميلاتي في ما توصلت إليه.

✓ **أنحقق:**

- أفسر تشابه خصائص العناصر الممثلة في المجموعة الثانية (2A).
- أفسر التدرج في خصائص عناصر الدورة الثانية من اليسار إلى اليمين.

الربط بالصحة

يستخدم الأطباء الجراحون محلول اليود لتعقيم أيديهم قبل إجراء العمليات الجراحية.



8 A	
1	${}^2\text{He}$ Helium 4.0026
2	${}^{10}\text{Ne}$ Neon 20.180
3	${}^{18}\text{Ar}$ Argon 39.948
4	${}^{36}\text{Kr}$ Krypton 83.798
5	${}^{54}\text{Xe}$ Xenon 131.29

الشكل (25): عناصر المجموعة الثامنة في الجدول الدوري.



الشكل (26): بعض استخدامات النيون.

التجربة 3

نموذج استخدامات العناصر الممثلة

المواد والأدوات:

لوح كرتون أبيض، أقلام تخطيط، مسطرة (1 m)، مقص، لاصق صمغى، نموذج جدول دوري.

إرشادات السلامة:

- اتَّبِعْ إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- تعامل مع المقص بحذر

H 1 HYDROGEN	He 2 HELIUM				
Li 3 LITHIUM	Be 4 BERYLLIUM				
Na 11 SODIUM	Mg 12 MAGNESIUM				
K 19 POTASSIUM	Ca 20 CALCIUM				
Rb 37 RUBIDIUM	Sr 38 STRONTIUM				
Cs 55 CAESIUM	Ba 56 BARIUM				
Fr 87 FRANCIUM	Ra 88 RADIUM				
B 5 BORON	C 6 CARBON	N 7 NITROGEN	O 8 OXYGEN	F 9 FLUORINE	Ne 10 NEON
Al 13 ALUMINIUM	Si 14 SILICON	P 15 PHOSPHORUS	S 16 SULFUR	Cl 17 CHLORINE	Ar 18 ARGON
Ga 31 GALLIUM	Ge 32 GERMANIUM	As 33 ARSENIC	Se 34 SELENIUM	Br 35 BROMINE	Kr 36 KRYPTON
In 49 INDIUM	Sn 50 TIN	Sb 51 ANTIMONY	Te 52 TELLURIUM	I 53 IODINE	Xe 54 XENON
Tl 81 THALLIUM	Pb 82 LEAD	Bi 83 BISMUTH	Po 84 POLONIUM	At 85 ASTATINE	Rn 86 RADON
Nh 113 NIHONIUM	Fl 114 FLEROVIUM	Mc 115 MOSELEVIUM	Lv 116 LIVERMORIUM	Ts 117 TENNESSINE	Og 118 OGANESSON

خطوات العمل:

- 1- أقيس مساحة المربعات في نموذج الجدول الدوري، وأختار مقياس رسم مناسباً لرسم نموذج للمجموعات الممثلة في الجدول الدوري على لوح الكرتون.
- 2- أسجل رموز العناصر وأسماءها في النموذج على لوح الكرتون.
- 3- أبحث في مصادر المعرفة المناسبة عن صور لأهم استخدامات للعناصر الممثلة، وألصق تلك الصور باستخدام اللاصق في الموقع المناسب لكل عنصر.
- 4- أثبت الجدول بعد الانتهاء من العمل في موقع مناسب في غرفة المختبر أو غرفة المصادر.

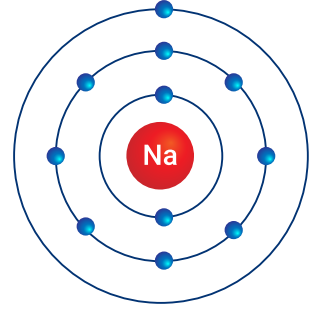
التحليل والاستنتاج:

1. أستنتج مدى التشابه في استخدامات عناصر المجموعة السابعة، وأدعم استنتاجي.
2. أستنتج مدى التشابه في استخدامات عناصر المجموعة الأولى، وأدعم استنتاجي.
3. أوضح العلاقة بين خصائص الغازات النبيلة واستخداماتها.

التوزيع الإلكتروني لأيونات العناصر المُمثلة

Electronic Configuration of Representative Elements Ions

عرفت في صفٍّ سابقٍ أنّ الذّرات تميلُ إلى الوصول إلى حالة الاستقرار، وذلك بأن يكونَ لها توزيعٌ إلكترونيٌّ مشابهٌ للتوزيع الإلكتروني لأقرب عنصرٍ نبيلٍ منها حسب ترتيب الجدول الدوري. ولتحقق ذرّة العنصر حالة الاستقرار؛ فإنّها قد تفقدُ الإلكترونات أو تكتسبها أو تشارك فيها. ويعتمد ذلك على موقع العنصر في الجدول الدوري.

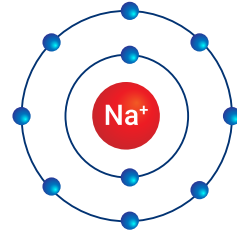


الشكل (27.a): التوزيع الإلكتروني لذرّة الصوديوم.

التوزيع الإلكتروني لأيونات الموجبة

Electronic configuration of a Positive Ions

تميلُ عناصرُ المجموعات (1A) و (2A) و (3A) عادةً إلى فقدِ إلكترونات المستوى الخارجي لديها؛ فيصبح عددُ البروتونات في ذراتها أكثر من عدد الإلكترونات، ويتكوّن نتيجة ذلك أيونات موجبة. فمثلاً؛ تحتوي ذرّة عنصر الصوديوم $_{11}\text{Na}$ على 11 بروتوناً في نواتها، و 11 إلكترونًا في مستويات الطاقة، ويكون التوزيع الإلكتروني لذرّته على النحو $\text{Na}: 2,8,1$ ، كما في الشكل (27.a)؛ وكي يصل عنصر الصوديوم إلى حالة الاستقرار؛ فإنّه يفقدُ إلكترونَ المستوى الخارجي؛ فيؤدي إلى تكوّن أيونٍ أحاديٍّ موجبٍ شحنته $(+1)$ ، ويرمزُ لأيون الصوديوم Na^+ ، ويكون توزيعه الإلكتروني $2,8$ ، الذي يشبه التوزيع الإلكتروني لأقرب عنصر نبيلٍ إليه وهو عنصر النيون $_{10}\text{Ne}$ ، أنظر الشكل (27.b).



الشكل (27.b): التوزيع الإلكتروني لأيون الصوديوم.

المثال 5

أكتب التوزيع الإلكتروني لأيون Ca^{2+} ، علمًا أنّ العدد الذريّ لذرّة Ca هو 20.

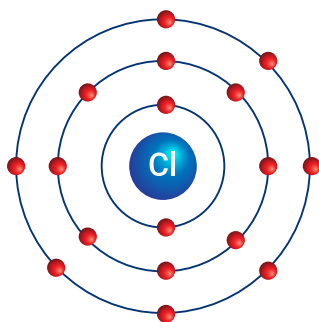
الحل:

عددُ الإلكترونات في ذرّة الكالسيوم Ca يساوي 20؛ فيكون توزيعها الإلكتروني $\text{Ca}: 2,8,8,2$. ولأنّ العنصر يقع في المجموعة (2A)؛ فإنّه يفقدُ إلكترونَي المستوى الخارجي. لذلك يتكوّن أيون ثنائي موجب شحنته $(+2)$. ويصبح توزيعه الإلكتروني $\text{Ca}^{2+}: 2,8,8$ ، مُشابهًا للتوزيع الإلكتروني للعنصر النبيل الأرغون $_{18}\text{Ar}$.

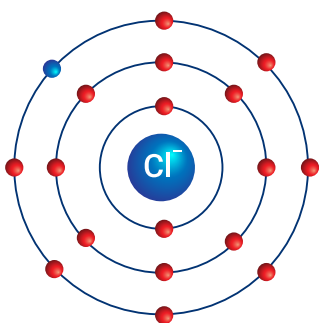
التوزيع الإلكتروني للأيونات السالبة

Electronic configuration of a Negative Ions

تميل عناصر المجموعات (5A) و (6A) و (7A) عادة لاكتساب الإلكترونات أو المشاركة فيها، وعندما تكتسب ذرة العنصر إلكترونات؛ فإنها تُضاف إلى المستوى الخارجي فيها ليصبح عدد الإلكترونات في ذراتها أكثر من عدد البروتونات، ويتكوّن نتيجة ذلك أيونات سالبة. فمثلاً؛ تحتوي ذرة عنصر الكلور ^{17}Cl على 17 بروتوناً في نواتها، و 17 إلكترونات في مستويات الطاقة، ويكون التوزيع الإلكتروني لذرتة على النحو $\text{Cl}: 2,8,7$ ؛ كما في الشكل (28.a)؛ وكي يصل عنصر الكلور إلى حالة الاستقرار؛ فإنه يكتسب إلكترونات يُضاف إلى المستوى الخارجي؛ فيؤدّي إلى تكون أيون أحاديّ سالب (-1) ، ويُرمز لأيون الكلوريد Cl^- ، ويكون توزيعه الإلكتروني $\text{Cl}^-: 2,8,8$ ، الذي يشبه التوزيع الإلكتروني لأقرب عنصر نبيل إليه وهو عنصر الأرجون ^{18}Ar ، أنظر الشكل (28.b).



الشكل (28.a): التوزيع الإلكتروني لذرة الكلور.



الشكل (28.b): التوزيع الإلكتروني لأيون الكلوريد.

المثال 6

أكتب التوزيع الإلكتروني لأيون السيلينيوم Se^{2-} ، علماً أن العدد الذري

لذرة Se هو 34.

الحل:

عدّد الإلكترونات في ذرة السيلينيوم Se يساوي 34؛ فيكون توزيعها الإلكتروني $\text{Se}: 2,8,18,6$.

ولأنّ العنصر يقع في المجموعة (6A)؛ فإنه يكتسب إلكترونين إضافين إلى المستوى الخارجي. لذلك يتكوّن أيون ثنائيّ سالب (-2) . ويصبح توزيعه الإلكتروني $\text{Se}^{2-}: 2,8,18,8$ ، مُشابهاً للتوزيع الإلكتروني للعنصر النبيل الكريبتون ^{36}Kr .

✓ **أتحقّق:** أكتب التوزيع الإلكتروني لكلّ من:

- أيون $^{13}\text{Al}^{3+}$

- أيون الأكسيد، علماً أنّ العدد الذري لعنصر الأكسجين O يساوي 8.

أفكر: أحسب العدد الذري لعنصر يكون أيوناً شحنته (-3) ، ويقع في الدورة الثالثة في الجدول الدوري.

مراجعةُ الدرس

- 1- الفكرة الرئيسة: أوضّح العلاقة بين التوزيع الإلكتروني للعنصر ورقم مجموعته ورقم دورته.
- 2- أوضّح المقصود بكل من:
 - أ . مستوى الطاقة .
 - ب . الدورة .
 - جـ . الهالوجين .
- 3- أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية:
 - أ . عنصر عدده الذري 5.
 - ب . عنصر عدده الذري 31.
 - جـ . عنصر من الدورة الثانية والمجموعة 6A.
 - د . عنصر من الدورة الرابعة والمجموعة 4A.
- 4- إذا علمت أن العدد الذري للنيتروجين يساوي 7؛ فأجب عن الأسئلة الآتية:
 - أ . **استنتج** عدد الإلكترونات في المستوى الخارجي لذرة النيتروجين N.
 - ب . أحدد مجموعة هذا العنصر ودورته.
 - جـ . أكتب التوزيع الإلكتروني للأيون الذي تكوّنه ذرة النيتروجين، وأحدد شحنته.
- 5- **أفسّر** ما يأتي:
 - أ . توجد الغازات النبيلة في الطبيعة على شكل ذرات منفردة.
 - ب . تميل عناصر المجموعة الخامسة إلى كسب الإلكترونات في تفاعلاتها.
- 6- بناءً على موقع عنصر البوتاسيوم K في الجدول الدوري؛ أجب عن الأسئلة الآتية:
 - أ . أحدد العدد الذري للبوتاسيوم.
 - ب . **استنتج** عدد المستويات في ذرة البوتاسيوم، وعدد الإلكترونات في المستوى الخارجي.
 - جـ . أكتب التوزيع الإلكتروني للأيون الذي تكوّنه ذرة البوتاسيوم، وأحدد شحنته.
- 7- أوضّح تغير حجوم الذرات في الدورة الواحدة بالانتقال من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري.
- 8 أحدد العنصر الأصغر حجمًا بين العناصر الآتية: Cl, Br, I
- 9- أستخدم الجدول الدوري وأحدد العنصر الأكثر نشاطًا بين العناصر في كل مجموعة من العناصر الآتية:

(Na, Li), (Ca, Ba), (N,O), (Cl,Br), (Al, Mg)

مصادمُ الهادرونات الكبيرُ Large Hadron Collider

أصبحَ منَ المعروفِ أنَّ البروتونات والنيوترونات والإلكترونات هيَ الجُسيماتُ التي تتكوَّنُ منها الذرَّاتُ، وِخلالَ السنواتِ العشرينَ الماضيةِ وما قبلَها اكتشفَ العلماءُ عددًا منَ الجُسيماتِ الذرِّيَّةِ الأُخرى، ومنَها: الكواركات Quarks، واللبتونات والميونات Leptons، والنيوترينوات Neutrinos، والبوزونات Bosons والجلوونات Gluons، وقدَ أصبحتُ بعضُ خصائصِ هذهِ الجُسيماتِ معروفةً جيِّدًا لدى العلماءِ. ولكنْ، لا تزالُ كثيرٌ منَ المعلوماتِ يُحاولُ العلماءُ معرفتها عنها، ومواصلةَ البحثِ لاكتشافِ غيرها منَ الجُسيماتِ؛ وهو ما يَعُدُّه بعضهم منَ تحدِّياتِ القرنِ الحادي والعشرينَ.

ولدراسةِ هذهِ الجُسيماتِ المُتناهية في الصغرِ؛ فقدَ أنشئَ مُسرِّعُ عملاقٌ للجُسيماتِ، بُنيَ تحتَ الأرضِ في القربِ منَ مدينةِ جنيف في سويسرا تحتَ إشرافِ المنظِّمةِ الأوروبيَّةِ للأبحاثِ النوويَّةِ (CERN) يُسمَّى مصادمُ هادرون الكبيرِ (Large Hadron Collider (LHC؛ إذ يبلغُ محيطُهُ (27) كم.

وتكمنُ وظيفتُهُ في تهيئةِ الظروفِ المناسبةِ لإحداثِ انفجاراتٍ كبيرةٍ عن طريقِ تصادمِ حزمٍ منَ الجُسيماتِ بسرعاتٍ عاليةٍ تقتربُ منَ سرعةِ الضَّوِّ. ويتطلَّعُ العلماءُ عن طريقِ هذهِ الدراساتِ والتجاربِ التي تجري في هذا المُصادمِ إلى معرفةِ المزيدِ منَ العلمِ والاكتشافِ عن مكوِّناتِ الذرَّاتِ؛ فيُحدِّثُ ثورةً كبيرةً في الفهمِ العلميِّ لطبيعةِ الذرَّاتِ.

أبحاث في مصادرِ المعرفةِ المناسبةِ عن الكواركات وأنواعها وكيفيةِ تكوُّنها، وأهمَّيتها في فهمِ بنيةِ الكونِ وتطوُّره وأكتبُ تقريرًا بذلك، ثمَّ أناقشُ زملائي / زميلاتي في ما توصَّلتُ إليه.



مراجعة الوحدة

1. أَوْضَحْ بالرسمِ تطوُّرَ النماذجِ الذريَّة، بدءاً من نموذج دالتون، ثم نموذج ثومسون، وصولاً إلى نموذج رذرفورد.
2. أَوْضَحْ المقصودَ بكلِّ ممَّا يأتي:
أ. الغازاتُ النييلةُ.
ب. الدوريَّةُ.
3. أَمَلِّأْ الفراغاتِ في الجدولِ الآتي، بما يناسبُها من معلوماتٍ تتعلَّقُ بمكوِّناتِ الذرَّة:

مكوِّناتُ الذرَّة	الشَّحنةُ	الكتلةُ النسبيَّةُ	موقعُها في الذرَّة
البروتونات			
النيوترونات			
الإلكترونات			

4. أفسِّر:

- أ. نظائرُ العنصرِ الواحدِ جميعُها تتشابهُ في خصائصِها الكيميائيَّة.
 - ب. مرورُ عددٍ كبيرٍ من جُسيماتِ ألفا خلالَ صفيحةِ الذهبِ، وارتدادُ جزءٍ قليلٍ جداً من هذه الجُسيماتِ عندَ اصطدامِها بالصفيحةِ.
 - ج. فشلُ نموذجِ ثومسون للذرَّة.
 - د. تشابهُ الخصائصِ الكيميائيَّةِ لعناصرِ المجموعةِ الواحدةِ في الجدولِ الدوريِّ.
5. اكتشِفَتْ (3) نظائرَ للأكسجينِ مبيَّنةً في الجدولِ الآتي، أَمَلِّأْ الجدولَ بما يناسبُها من معلوماتٍ:

عدُّ الإلكترونات	عدُّ النيوترونات	عدُّ البروتونات	نظائرُ الأكسجين
			$^{16}_8\text{O}$
			$^{17}_8\text{O}$
			$^{18}_8\text{O}$

مراجعة الوحدة

6. يُمثّل الجدول الآتي مقطعاً في الجدول الدوري وبعض العناصر الافتراضية:

A																		L
G												D	E				X	
	Q												W					M
Z												J				R	T	

أدرس الجدول السابق، ثمّ أجب عن الأسئلة الآتية:

أ. أختار عنصراً من الدورة الثانية والمجموعة الرابعة.

ب. أختار عنصراً يمثّل غازاً نبيلًا.

ج. أحدد عنصراً من الدورة الرابعة يحتوي مُستواه الخارجي على 6e.

د. أحدد عنصراً من مجموعة الفلزّات القلويّة الأرضيّة.

هـ. أحدد عنصراً له أصغر حجم ذريّ في الدورة الثانية.

و. **أستنتج** العنصر الأكثر نشاطاً في المجموعة 1A.

ز. **أستنتج** العنصر الأكثر نشاطاً في المجموعة 7A.

ح. أكتب التوزيع الإلكتروني لكلّ من العناصر والأيونات الآتية: D^{3+} , T^{-} , Z, W, R, M.

7. أختار الإجابة الصحيحة في كلّ جملة من الجمل الآتية:

1- اكتشفت النواة في الذرة عن طريق تجارب:

أ (دالتون). ب (رذرفورد).

ج (ثومسون). د (شادويك).

2- الجسيم الذي يحمل الشحنة الكهربائيّة السالبة في الذرة يُسمّى:

أ (البروتون). ب (النيوترون).

ج (النواة). د (الإلكترون).

3- العالم الذي صمّم أول نموذج ذريّ مبنيّ على المشاهدات التجريبيّة العلميّة هو:

أ (رذرفورد. (ب) دالتون.

(ج) بور. (د) ثومسون.

4- التوزيع الإلكتروني الذي يُمثّل ذرّة غاز نبيّل هو:

أ (2,6 (ب) 2,8

(ج) 2,8,2 (د) 2,8,8,2

5- التوزيع الإلكتروني الذي يُمثّل عنصراً يتّمي إلى مجموعة العناصر القلويّة الأرضيّة هو:

أ (2,8 (ب) 2,8,1

(ج) 2,8,3 (د) 2,8,8,2

6- التوزيع الإلكتروني الذي يُمثّل عنصراً يقع في الدورة الثالثة والمجموعة 5A هو:

أ (2,8,3 (ب) 2,8,8,3

(ج) 2,8,5 (د) 2,5

7- العنصر الذي يُستخدم في تعبئة المناطيد هو:

أ (الفلور. (ب) الهيدروجين.

(ج) الأكسجين. (د) الهيليوم.

8- العنصر الذي يُستخدم في صناعة التيفلون هو:

أ (الفلور. (ب) الكلور.

(ج) النيتروجين. (د) النيون.

9- الأيونات ذات الرموز الافتراضيّة الآتية جميعها ذات توزيع إلكترونيّ يشبه التوزيع الإلكترونيّ

لذرّة الأرجون ^{18}Ar ما عدا:

أ ($^{15}\text{X}^{3-}$ (ب) $^{17}\text{Y}^-$

(ج) $^{13}\text{Z}^{3+}$ (د) $^{19}\text{W}^+$

الْحَمُوضُ وَالْقَوَاعِدُ وَالْأَمْلاحُ

Acids, Bases and Salts

الوحدة

2



أتأملُ الصورة

يُعدُّ استخدامُ الحموضِ والقواعدِ شائعاً في الحياةِ اليوميَّة؛ إذ يُصنَّعُ (20) مليونَ طنٍّ تقريباً من حمضِ الهيدروكلوريك سنوياً على مُستوى العالم، ويُسْتَخْدَمُ الحمضُ في العديدِ مِنَ الصناعاتِ منها صناعةُ البلاستيك. كذلك يُنتَجُ (60) مليونَ طنٍّ تقريباً من هيدروكسيد الصوديوم سنوياً، ويُسْتَخْدَمُ في كثيرٍ مِنَ الصناعاتِ منها صناعةُ الورقِ والصابونِ. فما الحموضُ والقواعدُ؟ وما الخصائصُ المميَّزةُ لكلِّ منهما؟ وماذا ينتجُ عن تفاعلهما؟

الفكرة العامة:

تتميز الحموض والقواعد بخصائص لكل منهما؛ ما إذ تُحدّد أهميّتهما واستخداماتهما، وتتفاعل الحموض والقواعد تفاعل تعادل ينتج عنه الملح والماء.

الدرس الأول: خصائص الحموض والقواعد.

الفكرة الرئيسة: تُصنّف المركّبات الكيميائية إلى حمضية وقاعدية بناءً على أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد الناتجة عن ذوبانها في الماء، وتختلف في قوّتها بناءً على درجة تأيّننها، ويُستخدم الرقم الهيدروجيني pH للتمييز بينها.

الدرس الثاني: تفاعل الحموض والقواعد.

الفكرة الرئيسة: تتفاعل الحموض مع القواعد وينتج عن التفاعل الملح والماء. ويجري التعبير عن التفاعلات بمعادلات أيونية. ولكلّ من الحموض والقواعد طرائق خاصّة لإنتاجهما صناعيًا.



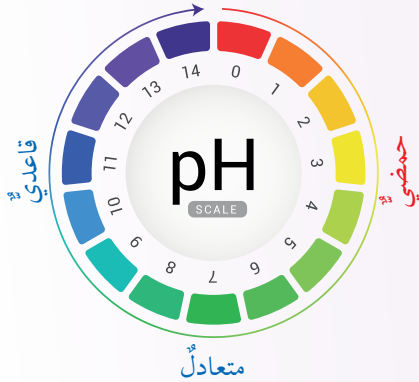
تجربة استخلاصة

الخصائص الحمضية والقاعدية لبعض المواد

المواد والأدوات: عصير ليمون، خل، ربّ البندورة، لبن، مُنظف صابوني منزلي، سائل تنظيف الزجاج، مبيّض غسيل، مُنظف أفران، زجاجة ساعة عدد (8)، أوراق الكاشف العام، ماء مُقطّر.

إرشادات السلامة:

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



خطوات العمل:

- 1 أضع قليلاً من عصير الليمون في زجاجة الساعة.
- 2 **ألاحظ:** أجهّز ورقة من الكاشف العام، ثم أغمسها في عصير الليمون، وأطابق لونها مع دليل الكاشف العام، وأسجّل الرقم الهيدروجيني في جدول البيانات.
- 3 **أجرب:** أكرّر الخطوات السابقة للمواد جميعها.
- 4 **أنظّم البيانات:** أسجّل النتائج التي حصلت عليها في جدول البيانات الآتي:

الرقم الهيدروجيني pH	المادة
	عصير الليمون

التحليل والاستنتاج:

- 1- **أصنّف** المواد إلى حمضية وقاعدية.
- 2- **أرتّب** المواد الحمضية حسب تزايد الرقم الهيدروجيني.
- 3- **أرتّب** المواد القاعدية حسب تزايد الرقم الهيدروجيني.
- 4- **أتوقّع** المواد التي لها خصائص أكثر حمضية.
- 5- **أتوقّع** المواد التي لها خصائص أكثر قاعدية.

الحموض والقواعد Acids and Bases

تحتل الحموض والقواعد مكاناً بارزاً في حياتنا اليومية؛ إذ نجدها في كثير من أنواع الفواكه والخضار التي نتناولها، والمواد التي نستخدمها في بيوتنا تحتوي على قواعد مثل الصابون والمنظفات المنزلية، وكذلك لها أهمية في بعض العمليات الحيوية؛ فحمض الهيدروكلوريك يُفرز في المعدة ويساعد على الهضم. وستعرف إلى الحموض والقواعد وخصائص كل منها في هذا الدرس.

الحموض Acids

تتميز العديد من الفاكهة بطعمها الحمضي، والحموض الموجودة فيها هي المسؤولة عن هذا الطعم؛ فالليمون والبرتقال يحتويان على حمض الستريك، أنظر الشكل (1). ويحتوي اللبن على حمض اللاكتيك، كما يحتوي الخل على حمض الإيثانويك (الأسيتيك).

توجد حموض مُحضَّرة صناعياً أو في المختبر، وتتميز محاليلها بطعمها الحمضي اللاذع، ولكن يجب عدم تذوقها أو شمها أو

الشكل (1): بعض الفواكه التي تحتوي على الحموض.

الفكرة الرئيسة:

تُصنَّف المركَّبات الكيميائية إلى حمضية وقاعدية بناءً على أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد الناتجة عن ذوبانها في الماء، وتختلف في قوتها بناءً على درجة تأيُّنها، ويُستخدم الرقم الهيدروجيني pH للتمييز بينها.

نتائج التعلم:

- أفرق بين الحموض والقواعد من حيث التركيب الكيميائي والخصائص الكيميائية.
- أكتب معادلات تأيُّن كل من الحمض والقاعدة.
- أستقصي قوَّة الحموض والقواعد باستخدام الموصليَّة الكهربائيَّة.
- أستخدم مقياس درجة الحموضة أو الكواشف الكيميائية لتصنيف المواد إلى حمضية أو قاعدية أو متعادلة.

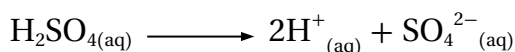
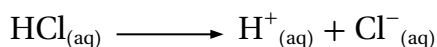
المفاهيم والمصطلحات:

Acids	الحموض
Acidic Oxide	أكسيد حمضي
Bases	القواعد
Basic Oxides	أكاسيد قاعدية
Alkalis	قلويات
Degree of Ionisation	درجة التأين
Strong Acid	حمض قوي
Weak Acid	حمض ضعيف
Strong Base	قاعدة قوية
Weak Base	قاعدة ضعيفة
pH	الرقم الهيدروجيني

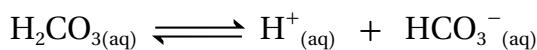
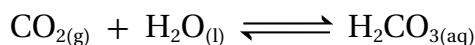
الصيغة الكيميائية	اسم الحمض
HCl	حمض الهيدروكلوريك
HNO ₃	حمض النيتريك
H ₂ SO ₄	حمض الكبريتيك

لمسها لتمييزها عن أنواع المواد الكيميائية الأخرى، ويجب الحذر عند استخدامها؛ فهي حارقة للجلد والأنسجة كالأقمشة والورق، وتسبب تآكل كثير من المواد، كما أن بعضها سام. تُعرف **الحموض Acids** بأنها مواد تُنتج أيونات الهيدروجين H⁺ عند ذوبانها في الماء. والجدول (1)، يتضمن أسماء بعض الحموض وصيغها الكيميائية.

ألاحظ أن هذه الحموض تحتوي على ذرة هيدروجين أو أكثر في تركيبها، وعند تأينها في الماء تُنتج أيونات الهيدروجين الموجبة H⁺ وأيونات سالبة أخرى تختلف باختلاف الحمض، كما في المعادلتين الآتيتين:



إذ يُشير الرمز (aq) إلى المحلول المائي؛ ف يعني أن المادة ذائبة في الماء. وتعد أيونات الهيدروجين H⁺ المسؤولة عن الخصائص الحمضية للمحلول. ولكن، هل تحتوي الحموض جميعها على ذرة الهيدروجين في تركيبها؟ لمعرفة ذلك، أدرس المعادلتين الآتيتين:



ألاحظ أن غاز CO₂ يذوب في الماء مكوناً حمض الكربونيك H₂CO₃ الذي يتأين في الماء منتجاً أيونات الهيدروجين H⁺؛ لذا، يُعد محلوله حمضياً. ويُعد غاز CO₂ **أكسيداً حمضياً Acidic Oxide** وهو أكسيد عنصر لافلزي يُنتج حمضاً عند ذوبانه في الماء، وسيجري توضيح مدلول السهم باتجاه واحد أو باتجاهين عند الحديث عن قوة الحموض والقواعد.

الربط بالرياضة

يُتهم حمض اللاكتيك بأنه المسؤول عن ألم العضلات الذي يشعر به الشخص بعد ممارسة التمارين الرياضية الشاقة؛ إذ إنه يتراكم فيها. وقد أثبتت الدراسات الحديثة أن سبب الألم هو تمزقات دقيقة تحدث في العضلات والتهاب هذه التمزقات وليس تراكم الحمض فيها، فهو يختفي من العضلات بعد ساعة تقريباً من تكوّنهِ، بينما يحدث الألم بعد ما يُقارب (24) ساعة من ممارسة التمارين.



أفكر: يُعد ثاني أكسيد النيتروجين NO₂ أكسيداً حمضياً.

أتحقق: أكتب معادلة كيميائية تبين تأين حمض الهيدروبيوريك HI في الماء.



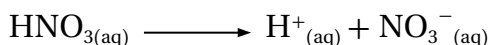
الشكل (2): توصيل محلول HNO_3 للتيار الكهربائي.

خصائص الحموض Properties of Acids

توصيل محاليلها التيار الكهربائي

Their Solutions Conduct Electric Current

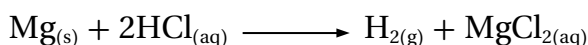
تتأين الحموض في الماء وتنتج أيونات هيدروجين موجبة وأيونات أخرى سالبة حرة الحركة؛ لذا، فإن محاليل الحموض موصلة للتيار الكهربائي، فمثلاً: يتأين حمض النيتريك HNO_3 في الماء مُنتِجاً أيون الهيدروجين H^+ وأيون النترات NO_3^- ، وفق المعادلة الآتية:



ويُفسّر وجود هذه الأيونات الحرة الحركة، توصيل محلول حمض النيتريك للتيار الكهربائي، أنظر الشكل (2).

تفاعل مع الفلزّات React with Metals

تتفاعل محاليل الحموض مع بعض الفلزّات مُنتِجة الملح وغاز الهيدروجين؛ إذ يحلّ الفلزّ محلّ ذرّة الهيدروجين في الحمض، فمثلاً: يتفاعل فلزّ المغنيسيوم مع حمض الهيدروكلوريك ويُنتج غاز الهيدروجين H_2 وملح كلوريد المغنيسيوم MgCl_2 كما في الشكل (3)، والمعادلة الآتية تُمثّل التفاعل:



ألاحظ من المعادلة أنّ المغنيسيوم Mg حلّ محلّ الهيدروجين في حمض الهيدروكلوريك HCl .



الشكل (3): تفاعل فلزّ المغنيسيوم مع حمض HCl .



الشكل (4): تغيير لون ورق تباع الشمس في المحلول الحمضي.

✓ أتتحقق:

- أفسر: محلول حمض الهيدروبروميك HBr موصل للتيار الكهربائي.

- أكتب معادلة كيميائية تمثل تفاعل الصوديوم Na مع محلول حمض الكبريتيك H_2SO_4 .

Changes the Colour of Indicators

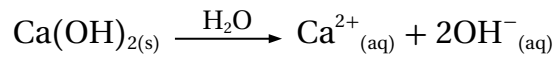
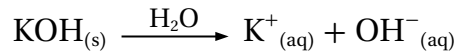
تُغيّر لون الكواشف Indicator تُسمى المادة التي يتغير لونها تبعاً لنوع المحلول الذي توجد فيه الكاشف، ومن هذه الكواشف تباع الشمس الذي يوجد على شكل شرائح من الورق (أو محلول) باللونين الأزرق والأحمر. فعند وضع ورقة تباع الشمس الزرقاء في محلول الحمض يتغير لونها إلى الأحمر، أنظر الشكل (4). وتوجد كواشف أخرى مثل الفينولفثالين الذي يكون عديم اللون في الوسط الحمضي ويتغير إلى لون زهري في الوسط القاعدي.

القواعد Bases

تتميز القواعد بلمسها الزلق كملمس الصابون وبطعمها المرّ، كما أنّها كاوية وحارقة وتُسبب الضرر للأنسجة؛ لذا، يجب التعامل معها بحذر شديد، وعدم لمسها أو تذوقها أو شمها.

تُعرف القواعد Bases بأنها مواد تُنتج أيونات الهيدروكسيد OH^- عند ذوبانها في الماء. يتضمن الجدول (2) أسماء بعض القواعد وصيغها الكيميائية.

ألاحظ أنّ القاعدة تحتوي على أيون هيدروكسيد OH^- أو أكثر في تركيبها، وعند تأيئها في الماء تُنتج أيون الهيدروكسيد السالب OH^- وأيوناً آخر موجباً يختلف باختلاف القاعدة، كما هو موضح في المعادلتين الآتيتين:

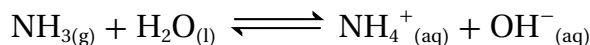


وتعدّ أيونات الهيدروكسيد OH^- مسؤولة عن الخصائص القاعدية

الجدول (2): أسماء بعض القواعد وصيغها الكيميائية.

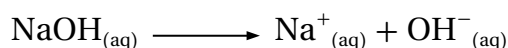
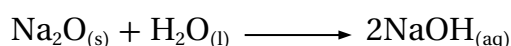
الصيغة الكيميائية	اسم القاعدة
NaOH	هيدروكسيد الصوديوم
$Ca(OH)_2$	هيدروكسيد الكالسيوم
KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم

للمحلول. ولكن، هل تحتوي القواعدُ جميعُها على أيون الهيدروكسيد OH^- في تركيبها قبل إذابتها في الماء؟
تتفاعل الأمونيا NH_3 مع الماء حسب المعادلة:



ألاحظُ أنَّ الأمونيا NH_3 لا تحتوي في تركيبها على أيون الهيدروكسيد OH^- . ولكن، عند تفاعلها مع الماء تُنتجُ أيون الهيدروكسيد OH^- ؛ لذا، فالأمونيا قاعدةٌ ويُسمى محلولُ الأمونيا في الماء هيدروكسيد الأمونيوم $\text{NH}_4\text{OH}(\text{aq})$.

تُعدُّ غالبيةُ أكاسيد الفلزّات **أكاسيد قاعديةً Basic Oxides**، وهي أكاسيد لعناصر فلزية، منها ما يذوبُ في الماء مكونًا هيدروكسيد الفلزّ الذي يتأينُ في الماء مُنتجًا أيون الهيدروكسيد OH^- وأيونًا فلزيًا آخر موجبًا. فمثلاً: يذوبُ أكسيد الصوديوم في الماء مكونًا هيدروكسيد الصوديوم الذي يتأينُ مُنتجًا أيون الهيدروكسيد OH^- كما في المعادلتين الآتيتين:



ومنها أكاسيد فلزية لا تذوبُ في الماء، ولكنها تتفاعلُ مع الحموض مثل حمض HCl وتُنتجُ ملحًا وماءً، وتتميّز القواعدُ سواءً أكانت أكاسيد الفلزّات أو هيدروكسيدات بالتفاعل مع الحموض.

تُسمى أكاسيد أو هيدروكسيدات الفلزّات الذائبة في الماء **قلويات** **Alkalis**، وتشملُ أكاسيد وهيدروكسيدات عناصر المجموعة الأولى IA ومعظم أكاسيد وهيدروكسيدات عناصر المجموعة الثانية IIA، ومن الأمثلة على القلويات أكسيد البوتاسيوم K_2O ، وهيدروكسيد البوتاسيوم KOH ، وأكسيد الباريوم BaO ، وهيدروكسيد الباريوم $\text{Ba}(\text{OH})_2$. ومن الأمثلة أيضًا على الأكاسيد القاعدية التي لا تذوبُ في الماء أكسيد النحاس CuO .

✓ **أتحقّق:** أفسّر: مستعينا بمعادلات كيميائية؛ لماذا يُعدُّ أكسيد الليثيوم Li_2O قلويًا؟

الربط بالصناعة



يحدثُ أحيانًا انسدادٌ في المصارف في المنزل. يُستخدمُ هيدروكسيد الصوديوم في صناعة منظّف المصارف الذي يعملُ على إزالة أسباب الانسداد.



الشكل (5): توصيل محلول $Ba(OH)_2$ للتيار الكهربائي.

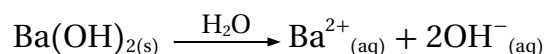


خصائص القواعد Properties of Bases

توصيل محاليلها التيار الكهربائي.

Their Solutions Conduct Electric Current

تتأين القواعد في الماء وتنتج أيونات الهيدروكسيد السالبة وأيونات أخرى موجبة حرّة الحركة؛ لذا، فإن محاليل القواعد موصلة للتيار الكهربائي، فمثلاً: يتأين هيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ في الماء مُنتِجاً أيون الباريوم الموجب Ba^{2+} وأيون الهيدروكسيد السالبين OH^- وفق المعادلة:



وبسبب وجود هذه الأيونات الحرّة الحركة يوصل محلول هيدروكسيد الباريوم التيار الكهربائي، أنظر الشكل (5).



الشكل (6): تغيير لون ورق تباع الشمس الشمسي في المحلول القاعدي.

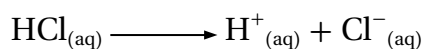
تغيير لون الكواشف Changes the Colour of Indicators

تُغيّر محاليل القواعد ألوان الكواشف؛ فعند وضع ورقة تباع الشمس الحمراء في محلول القاعدة؛ يتغير لونها من الأحمر إلى الأزرق، أنظر الشكل (6). أمّا كاشف الفينولفثالين فيتغير من عديم اللون إلى اللون الزهري.

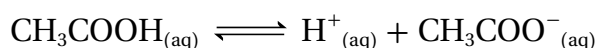
✓ **أتحقّق:** أفسّر: محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH موصل للتيار الكهربائي.

قوة الحموض والقواعد The Strength of Acids and Bases

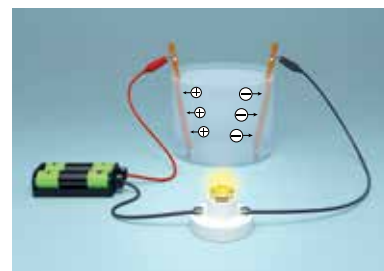
توصفُ الحموضُ أو القواعدُ بأنها قويةٌ أو ضعيفةٌ بناءً على **درجة التأيّن Degree of Ionisation** لكلٍ منهما في الماء، وتُعبّرُ درجةُ التأيّن عن قدرة الحموض أو القواعد على التأيّن إلى أيونات موجبة وسالبة، وتساوي نسبة جزيئات الحمض التي تحوّلت إلى أيونات مقارنةً بالجزيئات الكلية له في المحلول (وهو ما ينطبق على القواعد أيضًا)؛ فيكون **الحمض قويًا Strong Acid** عندما يتأين كليًا في الماء؛ ويعني ذلك أن محلوله يحتوي فقط على أيونات الهيدروجين H^+ وأيونات أخرى سالبة في الماء، وعند كتابة معادلة تأيّن الحموض القويّة؛ يُكتب السهمُ باتجاه واحد (→) للدلالة على التأيّن الكليّ، كما في المعادلة الآتية:



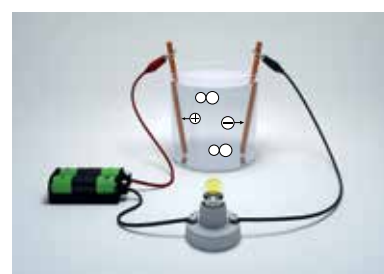
ويكون **الحمض ضعيفًا Weak Acid** عندما يتأين جزئيًا في الماء؛ ويعني ذلك أن محلوله يحتوي على أيونات H^+ والأيونات السالبة وجزيئات الحمض. وعند كتابة معادلة تأيّن الحموض الضعيفة؛ يُكتب السهمُ باتجاهين متعاكسين (⇌) للدلالة على التأيّن الجزئيّ، كما في المعادلة الآتية التي تُمثّل تأيّن حمض الإيثانويك (الأسيتيك) الضعيف في الماء:



كلّما كان الحمض أقوى كانت قدرته على إنتاج أيونات H^+ أكبر، واحتوى محلوله على نسبة أكبر من الأيونات الموجبة والسالبة الحرة الحركة، وزادت قدرته على توصيل التيار الكهربائي. فمثلاً؛ عند مقارنة التوصيل الكهربائي لمحلول حمض HCl القويّ، ومحلول الحمض CH_3COOH الضعيف (المتساويين في التركيز) يُلاحظ أن إضاءة المصباح في الشكل (7. a) أقوى منها في الشكل (7. b)؛ فيدلّ أن قدرة حمض HCl على إيصال التيار الكهربائي أكبر منها لحمض CH_3COOH . عند مقارنة سرعة تفاعل الحموض القويّة والضعيفة مع الفلزّات، ألاحظ أنه كلّما كان الحمض أقوى كانت سرعة تفاعله مع الفلزّات أكبر؛ أي إن التفاعل يستغرق زمناً أقلّ، فمثلاً؛ عند مقارنة سرعة تفاعل



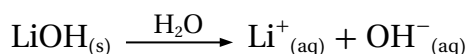
الشكل (7.a): توصيل محلول حمض HCl للتيار الكهربائي.



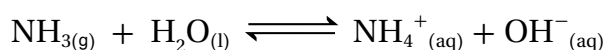
الشكل (7.b): توصيل محلول حمض CH_3COOH للتيار الكهربائي.

فلزّ الخارصين Zn مع محلولين مُساويين في التركيز من حمض الهيدروكلوريك HCl وحمض الإيثانويك CH₃COOH؛ فإنَّ سرعة تفاعل الخارصين Zn مع حمض HCl أكبر، ويتصاعدُ غازُ الهيدروجين بسرعة أكبر، مقارنةً بسرعة تفاعله مع حمض الإيثانويك.

كما تتأينُ القواعدُ القويَّة Strong Bases كلياً في الماءِ منتجةً أيونات OH⁻ وأيونات موجبةً أخرى، فمثلاً: يتأينُ هيدروكسيد الليثيوم LiOH كلياً في الماءِ إلى أيون الهيدروكسيد OH⁻ وأيون الليثيوم Li⁺، كما هو موضحٌ في المعادلة الآتية:



أمَّا القواعدُ الضعيفة Weak Bases فتتأينُ جزئياً في الماءِ، فمثلاً: تتأينُ الأمونيا NH₃ جزئياً في الماءِ؛ ويعني ذلك أنَّ محلولها يحتوي على أيونات OH⁻ وأيونات الأمونيوم NH₄⁺، وجزئيات الأمونيا، كما هو موضحٌ في المعادلة الآتية:



وكلّما كانت القاعدة أقوى كانت قدرتها على إنتاج أيونات OH⁻ أكبر، واحتوى محلولها على نسبة أكبر من الأيونات الموجبة والسالبة الحرة الحركة؛ فتزداد قدرتها على توصيل التيار الكهربائي. والجدول (3)، يتضمنُ بعضَ الحموض والقواعد القويّة والضعيفة.

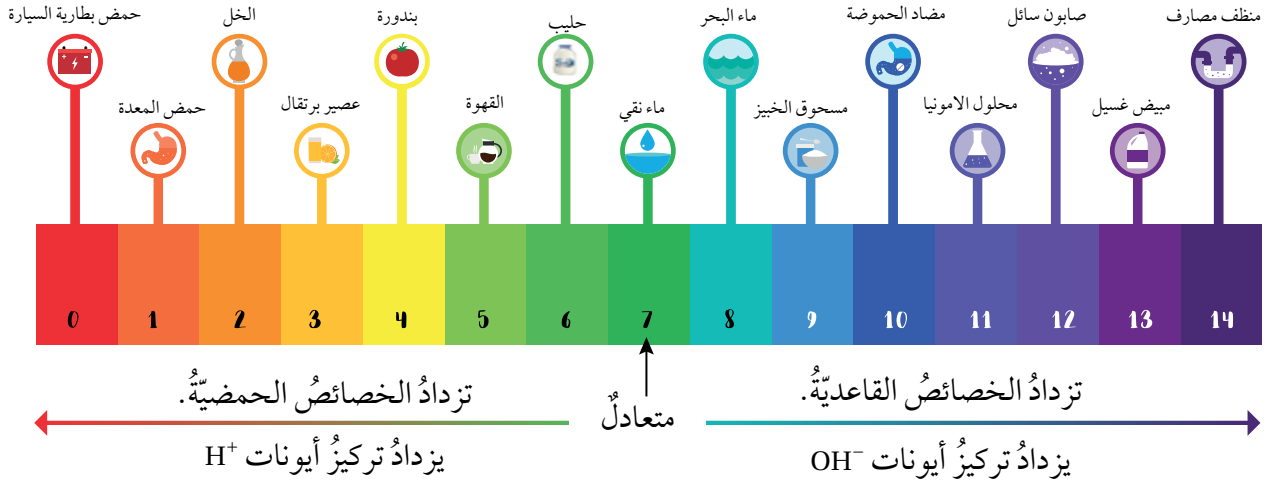
الجدول (3): بعضُ الحموض والقواعد القويّة والضعيفة.

حمض الهيدروكلوريك HCl	قواعد قوية	هيدروكسيد البوتاسيوم KOH
حمض الهيدروبروميك HBr		هيدروكسيد الصوديوم NaOH
حمض النيتريك HNO ₃		هيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH) ₂
حمض الكبريتيك H ₂ SO ₄		هيدروكسيد الباريوم Ba(OH) ₂
حمض الهيدروفلوريك HF	قواعد ضعيفة	الأمونيا NH ₃
حمض الإيثانويك CH ₃ COOH		الهيدرازين N ₂ H ₄
حمض الفسفوريك H ₃ PO ₄		

أفكر: أيُّ الحمضين أكثرُ قدرةً على توصيل التيار الكهربائي عند الظروف نفسها: HF أم HNO₃؟

✓ **أتحقّق:** أفسّر: التوصيل الكهربائي لمحلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH أكبر منه لمحلول الأمونيا NH₃ المساوي له في التركيز.

تدرُّجُ الرِّقْمِ الهيدروجينيّ pH SCALE



الشكل (8): تغيُّرُ قيمِ pH بتغيُّرِ تركيزِ كلِّ من أيونات H^+ وأيوناتِ OH^- في المحلولِ.

الرِّقْمُ الهيدروجينيّ pH

يُستخدَمُ **الرِّقْمُ الهيدروجينيّ pH** لوصفِ حموضةِ المحلولِ؛ فهوَ مقياسٌ لدرجةِ حموضةِ المحلولِ التي ترتبطُ بتركيزِ أيونات الهيدروجين H^+ فيه، وذلكَ عن طريقِ تدرُّجٍ رقميٍّ من (0 إلى 14) يُطلقُ عليه اسمُ تدرُّجِ الرِّقْمِ الهيدروجينيّ pH Scale، يكونُ فيه المحلولُ ذو الرِّقْمِ الهيدروجينيّ ($pH = 7$) متعادلاً؛ أي ليسَ حمضياً ولا قاعدياً. أمَّا المحاليلُ الحمضيةُ فتكونُ قيمُ pH لها من (0 إلى أقلَّ من 7)، ويكونُ المحلولُ ذو الرِّقْمِ الهيدروجينيّ ($pH = 0$) هوَ محلولُ الحمضِ الأقوى؛ أي يكونُ تركيزُ أيونات الهيدروجين H^+ فيه الأكبرَ، وذلكَ عندَ مقارنةِ قيمِ pH لعددٍ من محاليلٍ حمضيةٍ مُتساويةِ التركيزِ؛ فكلِّما كانتَ قيمةُ pH لمحلولِ الحمضِ أقلَّ؛ كانتَ قوَّةُ الحمضِ أكبرَ. أمَّا المحاليلُ القاعديةُ فتكونُ قيمُ pH لها (أكبرَ من 7 إلى 14) ويكونُ المحلولُ ذو الرِّقْمِ الهيدروجينيّ ($pH = 14$) هوَ محلولُ القاعدةِ الأقوى؛ أي يكونُ تركيزُ أيونات الهيدروكسيد OH^- فيه الأكبرَ، وذلكَ عندَ مقارنةِ قيمِ pH لعددٍ من محاليلٍ قاعديةٍ مُتساويةِ التركيزِ، وكلِّما كانتَ قيمةُ pH لمحلولِ القاعدةِ أكبرَ زادتْ قوتُها. أنظرُ الشكلَ (8)، حيثُ يوضِّحُ كيفيةَ تغيُّرِ قيمِ pH بتغيُّرِ تركيزِ كلِّ من أيوناتِ H^+ وأيوناتِ OH^- في المحلولِ.

الربطُ بالحياة

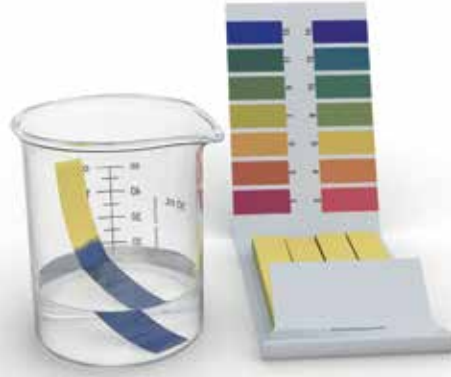
يتكوَّنُ الشعرُ من بروتينِ الكيراتين، وتُعَدُّ درجةُ الحموضةِ من (4.5-6) مناسبةً للحفاظِ عليه من التلفِ والتقصفِ؛ لذا، يُحافظُ صانِعوا مُنظِّفاتِ الشعرِ (الشامبو) على درجةِ حموضةٍ له ضمنَ هذا النطاقِ (5.5 تقريباً) لتنظيفِ الشعرِ والحفاظِ على حيويَّتِهِ.



✓ **أتحقَّق:**

- أيُّ المحلولين أكثرُ قاعديةً: ماءُ البحرِ أم الماءُ النقيُّ؟
- أيُّهما يكونُ تركيزُ H^+ فيه أكبرَ: الخلُّ أم البندورةُ؟

الشكل (9): دليل ألوان ورق
الكاشف العام.



استخدام الكواشف لتحديد الرقم الهيدروجيني

Using Indicators to determine The pH

درست مسبقاً الكواشف، وعرفت أنه توجد كواشف طبيعية مثل الملفوف الأحمر والشاي، وأخرى صناعية مثل كاشف تباع الشمس وكاشف البروموثايمول الأزرق الذي يتغير لونه من الأصفر في الوسط الحمضي إلى الأزرق في الوسط القاعدي. ولتحديد درجة حموضة المحلول أو قاعدته يُستخدم الكاشف العام الذي يتكون من مزيج من الكواشف على شكل سائل أو أشرطة ورقية، ويُستخدم في تقدير الرقم الهيدروجيني للمحلول؛ إذ يُستدل عليه من لون الكاشف في المحلول. ويُفقد مع الكاشف العام دليل ألوان قياسي يُستخدم لمقارنة اللون بعد استخدام الكاشف، أنظر الشكل (9).

ويوجد جهاز خاص يُسمى مقياس الرقم الهيدروجيني pH meter يعطي قياسات أكثر دقة للرقم الهيدروجيني، ويُستخدم في المجالات الصناعية التي تتطلب قيمة محددة ودقيقة للرقم الهيدروجيني، أنظر الشكل (10).

الشكل (10): مقياس الرقم الهيدروجيني.

✓ **أتحقق:** كيف يُحدّد الرقم الهيدروجيني لمحلول ما؛ باستخدام الكاشف العام؟

الربط بالزراعة



من الأهمية بمكان التحكم في حموضة التربة؛ إذ تنمو النباتات نمواً أفضل في أنواع مختلفة من التربة تبعاً للرقم الهيدروجيني لها. فبعض النباتات تُفضل التربة القليلة الحمضية، وبعضها الآخر تُفضل التربة القليلة القاعدية، ويمكن أن تؤثر إضافة الأسمدة على حموضة التربة؛ فيتطلب معالجة التربة بإضافة مواد تزيد أو تقلل منها. إذا كانت التربة حمضية جداً؛ فيمكن معادلتها باستخدام مادة قاعدية مثل محلول هيدروكسيد الكالسيوم.

قوة الحموض والقواعد

المواد والأدوات:

محاليل بتركيز (1 M) من كل من حمض الهيدروكلوريك HCl وحمض الأسيتيك CH_3COOH وهيدروكسيد الصوديوم NaOH ومحلول الأمونيا NH_3 ، مقياس الرقم الهيدروجيني، ماء مقطر، كؤوس زجاجية عدد (4)، مخبر مدرج، أقطاب كربون، أسلاك توصيل، بطارية، مصباح كهربائي صغير وقاعدته، أنبوب اختبار، حبيبات الخارصين Zn، حامل أنابيب.

إرشادات السلامة:

- اتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- تعامل مع المواد الكيميائية بحذر شديد.

خطوات العمل:



1- **أقيس:** 100 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl؛ باستخدام المخبر المدرج، وأضعها في كأس زجاجية.

2- **أجرب:** أغمس قطب مقياس الرقم الهيدروجيني pH في محلول الحمض في الكأس الزجاجية، وأسجل قراءته.

3- **أجرب:** أخرج القطب وأنظفه جيدًا بالماء المقطر وأضعه جانبًا.

4- **الاحظ:** أصل قطبين من الكربون باستخدام أسلاك التوصيل بالمصباح الكهربائي والبطارية، وأضعها في الكأس الزجاجية في محلول الحمض، وأسجل ملاحظاتي حول إضاءة المصباح الكهربائي.

5- أفتح الدارة الكهربائية، وأخرج قطبي الكربون من المحلول، وأغسلهما جيدًا بالماء المقطر، وأضعهما جانبًا.

6- **أجرب:** أكرر الخطوات السابقة باستخدام المحاليل المتبقية، وأسجل ملاحظاتي في جدول البيانات.

7- **أقيس:** 10 mL من محلول حمض HCl باستخدام المخبر المدرج، وأضعها في أنبوب اختبار وأثبتته على حامل الأنابيب.

- 8- **أَجْرِبْ:** أكرّر الخطوة (7) باستخدام حمض الأسيتيك CH_3COOH .
- 9- **الْأَحْظ:** أضع في كل أنبوب حبة من الخارصين وأرجه بلطف، وألاحظ سرعة التفاعل في كل منهما، وأسجل ملاحظاتي في جدول البيانات.
- 10- **أُنظِّمُ البيانات:** أسجل النتائج التي حصلت عليها في جدول البيانات الآتي:

سرعة تفاعل Zn مع الحمض	توصيل التيار الكهربائي		pH للمحلول	المحلول
	ضعيف	جيد		
				حمض الهيدروكلوريك HCl

التحليل والاستنتاج:

1. أحدد الحمض الأقوى والقاعدة الأقوى.
2. **أفسّر** التوصيل الكهربائي لمحلول حمض HCl أقوى منه لمحلول حمض CH_3COOH .
3. **أفسّر** التوصيل الكهربائي لمحلول NaOH أقوى منه لمحلول الأمونيا NH_3 في الماء.
4. **أستنتج** العلاقة بين قوة الحمض وقيمة pH لمحلوله.
5. **أستنتج** العلاقة بين قوة القاعدة وقيمة pH لمحلولها.
6. أصف الدليل على حدوث تفاعل بين كل من حمض HCl وحمض CH_3COOH مع حبيبات الخارصين.
7. **أستنتج** العلاقة بين قوة الحمض وسرعة تفاعله مع الخارصين.

مراجعة الدرس

1- الفكرة الرئيسة: ما الأساس الذي اعتمد عليه في تصنيف المركبات إلى حمضية وقاعدية؟

2- أوضّح المقصود بكلّ من:

أ . درجة التأين . ب . الكاشف . ج . الرقم الهيدروجيني .

3- أفسّر:

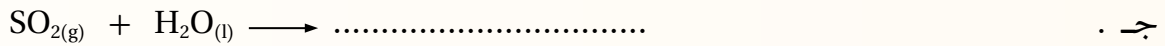
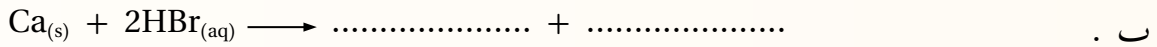
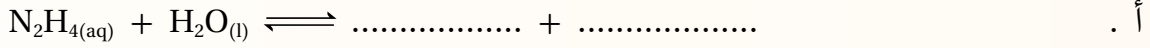
أ . الخصائص القاعدية لأكسيد المغنيسيوم MgO.

ب . التعامل بحذر شديد مع الحموض والقواعد الصناعية، وعدم لمسها أو شمها أو تذوقها.

4- **أستنتج:** أدرس المعلومات في الجدول المجاور التي تخصّ المحلولين A و B المتساويين في التركيز، ثمّ أستنتج أكبر عدد من المعلومات تتعلّق في خصائص كلّ منهما.

pH = 14	محلول A
pH = 9	محلول B

5- أكمل المعادلات الآتية:



6- **أستنتج:** يمثّل الشكل المجاور ألوان كاشف البروموثايمول الأزرق في الوسط الحمضي والمتعادل والقاعدي بالترتيب من اليسار إلى اليمين. أحدّد لون الكاشف في كلّ من المحاليل الآتية:

أ . محلول الرقم الهيدروجيني pH له 4.

ب . محلول مبيّض الغسيل.

ج . محلول Li_2O في الماء.

د . الماء المُقطّر.

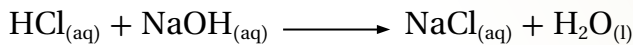


7- **أصدر حكماً:** كتبت إحدى الطالبات على اللوح: المركبات التي تحتوي على ذرة هيدروجين H أو أكثر جميعها حموض. أوضّح رأيي في الجملة، هل هي صحيحة أم غير صحيحة؟ وأبرّر إجابتي باستخدام أمثلة.

تفاعل التعادل Neutralization Reaction

درستُ مسبقاً مفهوم الحمض والقاعدة وخصائص كلٍّ منهما؛ إذ تشترك غالبية الحموض بوجود ذرات الهيدروجين في تركيبها، وينتج عن ذوبانها في الماء أيونات الهيدروجين H^+ . بينما يشترك عددٌ من القواعد في وجود مجموعة الهيدروكسيد OH^- في تركيبها، وينتج عن ذوبانها في الماء أيونات الهيدروكسيد OH^- .

تتفاعل محاليل الحموض مع القواعد لتكوين محاليل الأملاح وجزئيات الماء، فمثلاً: يتفاعل محلول حمض الهيدروكلوريك HCl مع محلول هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$ ؛ فينتج محلول ملح كلوريد الصوديوم $NaCl$ أنظر الشكل (11) وجزئيات الماء H_2O وفق المعادلة الكيميائية الآتية:



يطلق على هذا التفاعل اسم **تفاعل التعادل**

Neutralization Reaction؛ وهو التفاعل بين محلول الحمض ومحلول القاعدة لتكوين الملح وجزئيات الماء.



الشكل (11): محلول ملح كلوريد الصوديوم.

الفكرة الرئيسة:

تتفاعل الحموض مع القواعد، وينتج عن التفاعل الملح والماء. ويُعبّر عن التفاعلات بمعادلات أيونية. وللحموض والقواعد طرائق خاصة لتحضيرها صناعياً.

نتائج التعلم:

- أوضح مفهوم التعادل.
- أكتب معادلات أيونية لتفاعل حمض وقاعدة.
- أستنتج مؤشرات حدوث التفاعل الكيميائي.
- أوضح طرائق تحضير بعض الحموض والقواعد صناعياً.
- أتعرف الآثار البيئية الضارة للمطر الحمضي.

المفاهيم والمصطلحات:

تفاعل التعادل

Neutrallization Reaction

Salt الملح

Ionic Equation المعادلة الأيونية

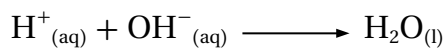
الأيونات المتفرجة

Spectator Ions

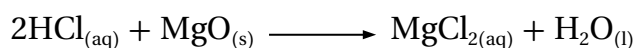
المعادلة الأيونية النهائية

Net Ionic Equation

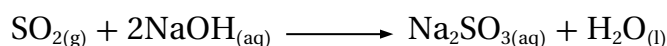
وتكون المعادلة النهائية تفاعل أيونات الهيدروجين H^+ من الحمض وأيونات الهيدروكسيد OH^- من القاعدة لتكوين جزيئات الماء، كما يأتي:



كذلك تتفاعل محاليل الحموض مع أكاسيد الفلزات القاعدية مثل Na_2O , MgO , CaO لإنتاج الأملاح وجزيئات الماء، فمثلاً: يتفاعل أكسيد المغنيسيوم MgO مع محلول حمض HCl لإنتاج ملح كلوريد المغنيسيوم $MgCl_2$ وجزيئات الماء H_2O ؛ وفق المعادلة الكيميائية الآتية:



وتتفاعل القواعد مع أكاسيد اللافلزات الحمضية مثل NO_2 , SO_2 , CO_2 لإنتاج الأملاح وجزيئات الماء، مثل تفاعل غاز ثاني أكسيد الكبريت SO_2 مع هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$ ؛ لإنتاج ملح كبريتيت الصوديوم Na_2SO_3 وجزيئات الماء H_2O ؛ وفق المعادلة الكيميائية الآتية:



✓ **أنحَقِّق:** أكْمِلْ المُعَادَلَاتِ
الكيميائية الآتية:

1. $HBr + KOH \rightarrow \dots + \dots$
2. $HCl + CaO \rightarrow \dots + \dots$
3. $LiOH + CO_2 \rightarrow \dots$

الربط بالزراعة



يستخدم المزارعون الأسمدة في التربة لزيادة نمو المحاصيل وكميتها. وهذه الأسمدة مركبات تحتوي على أيونات يحتاج إليها النبات كي ينمو؛ مثل أملاح نترات البوتاسيوم التي نحصل عليها من تفاعلات التعادل. فمثلاً: يُحضَّر سماء نترات البوتاسيوم من تفاعل كربونات البوتاسيوم مع حمض النيتريك.

التجربة 2

تفاعل تعادل حمض وقاعدة

المواد والأدوات:

محلول حمض الهيدروكلوريك HCl (تركيزه 1 M)، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH (تركيزه 1 M)، مخبر مدرّج عدد (2)، كأس زجاجية سعة 100 mL عدد (2)، أوراق الكاشف العام، ميزان حرارة، لهب بنسن، منصّب تسخين، جفنة.

إرشادات السلامة:

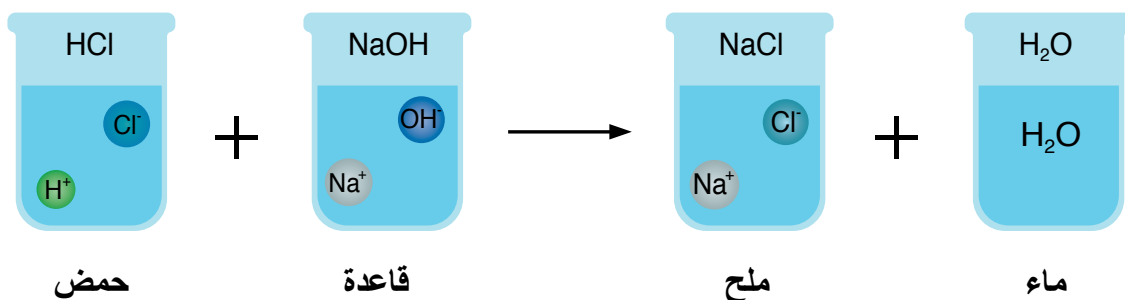
- اتّبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- تعامل مع المواد الكيميائية بحذر.

خطوات العمل:

- 1- **أقيس** 10 mL من محلول HCl باستخدام المخبر المدرّج، ثم أضعها في كأس زجاجية، وأقيس درجة حرارة المحلول، وأسجلها.
- 2- **أكرّر** الخطوة (1) مستخدماً محلول NaOH، وأسجل درجة حرارة المحلول.
- 3- **الأحظ:** أضع ورقة الكاشف العام في كل محلول، ثم أطاق لونهما مع دليل الكاشف وأقدر درجة حموضة المحلول، وأسجل ملاحظاتي.
- 4- **أقيس:** أضيف محتويات الكأس الأولى إلى الكأس الثانية، ثم أقيس درجة حرارة المحلول الناتج، وأسجلها.
- 5- **الأحظ:** أضع ورقة الكاشف العام في المحلول، ثم أطاق لونهما مع دليل الكاشف وأقدر درجة حموضة المحلول، وأسجل ملاحظاتي.
- 6- **الأحظ:** أضع المحلول في جفنة، ثم أضعها على منصّب التسخين وأسخن على لهب خفيف حتى تتبخر كمية الماء جميعها، وأسجل ملاحظاتي.

التحليل والاستنتاج:

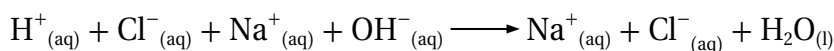
1. **أقارن** بين درجة حرارة المحلولين قبل خلطهما وبعده. علام يدل ذلك؟
2. أكتب معادلة التفاعل الحادث.
3. **أقدر** درجة حموضة المحلولين قبل الخلط وبعده.



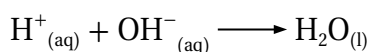
الشكل (12): تمثيل للمعادلة الأيونية لتفاعل حمض مع قاعدة.

المعادلة الأيونية Ionic Equation

يُمكنُ النظرُ إلى **المعادلة الأيونية Ionic Equation** أنها المعادلةُ التي تتضمنُ الأيونات الموجودة في المحلول المائي؛ فحمض الهيدروكلوريك HCl يتأينُ في الماءِ منتجاً أيونات الهيدروجين (H^+) وأيونات الكلوريد (Cl^-)، ويتأينُ هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماءِ منتجاً أيونات الصوديوم (Na^+) وأيونات الهيدروكسيد (OH^-)، أنظر الشكل (12)، وبهذا يُمكنُ كتابةُ المعادلة الأيونية لتفاعل محلول HCl مع محلول NaOH على النحو الآتي:



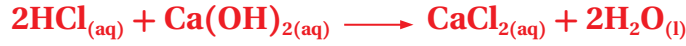
يَتَّضِحُ منَ المعادلةِ أنَّ أيوني Cl^- , Na^+ موجودان في المواد المتفاعلة والنتيجة، ويُطلقُ على هذه الأيونات اسمُ **الأيونات المتفرجة Spectator Ions**، وهي الأيونات التي لم تشارك في التفاعل ولم تتغير شحناتها، لذا؛ يُمكنُ حذفها من طرفي المعادلة، وبهذا يُمكنُ كتابةُ **المعادلة الأيونية النهائية Net-Ionic Equation** التي تتضمنُ الأيونات المتفاعلة فقط، وتكونُ المعادلةُ النهائيةُ تفاعلَ أيونات الهيدروجين H^+ من الحمض وأيونات الهيدروكسيد OH^- من القاعدة لتكوين جزيئات الماء، كما يأتي:



والأمثلةُ الآتيةُ توضحُ كتابةُ المعادلات الأيونية لتفاعلات محاليل الحموض والقواعد:

المثال 1

يتفاعل حمض الهيدروكلوريك HCl مع هيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)_2 ؛ وفق المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:



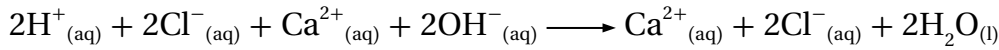
1 - أكتب المعادلة الأيونية.

2 - أحدد الأيونات المتفرجة في المحلول.

3 - أكتب المعادلة الأيونية النهائية.

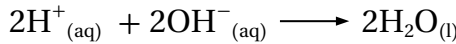
الحل:

1 - يتضح من المعادلة أن المواد $(\text{HCl}, \text{Ca(OH)}_2)$ محاليل مائية، وبهذا أكتب المعادلة الأيونية كما يأتي:



2 - أحدد الأيونات المتفرجة في المحلول، وألاحظ أن أيونات 2Cl^- , Ca^{2+} موجودة في المواد المتفاعلة والمواد الناتجة.

3 - أ حذف الأيونات المتفرجة من طرفي المعادلة، وبذلك أكتب المعادلة الأيونية النهائية كما يأتي:



المثال 2

يتفاعل حمض النيتريك HNO_3 مع هيدروكسيد البوتاسيوم KOH وفق المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:



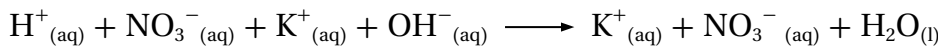
1 - أكتب المعادلة الأيونية.

2 - أحدد الأيونات المتفرجة في المحلول.

3 - أكتب المعادلة الأيونية النهائية.

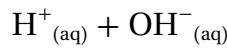
الحل:

1 - أكتب المعادلة الأيونية:



2 - أحدد الأيونات المتفرجة: أيونات NO_3^- , K^+

3 - أكتب المعادلة الأيونية النهائية:



المثال 3

يتفاعلُ محلولُ حمضِ الكبريتيكِ H_2SO_4 معَ محلولِ هيدروكسيدِ المغنيسيومِ $Mg(OH)_2$ ؛ وَفَقَ المعادلةِ الآتيةِ:

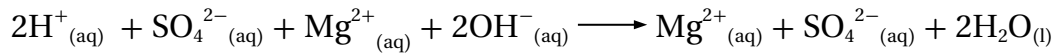


1 - أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ.

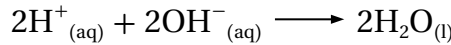
2 - أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ النهائيةَ.

الحلُّ:

1 - أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ:

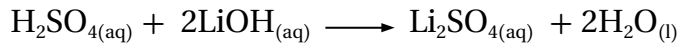


2 - أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ النهائيةَ:



✓ أتحقق:

يتفاعلُ محلولُ حمضِ الكبريتيكِ H_2SO_4 معَ محلولِ هيدروكسيدِ الليثيومِ $LiOH$ وَفَقَ المعادلةِ الكيميائيةِ الموزونةِ الآتيةِ:



1 - أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ.

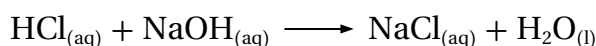
2 - أُلحِذُ الأيوناتِ المتفرّجةَ في المحلولِ.

3 - أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ النهائيةَ.

الأملاح Salts

عند سماع كلمة الملح يتبادر إلى الذهن ملح الطعام (كلوريد الصوديوم) NaCl، حيث يُستخدم على نطاق واسع في الحياة اليومية؛ مثل استخدامه في الطعام، وفي حفظ الأغذية والمحاليل الطبية، إلا أنه توجد أملاح أخرى غير كلوريد الصوديوم، مثل كبريتات الفلزات و كربوناتها، ونتراتهما، وأملاح الأمونيوم، وغيرها. ومنها ما يُستخدم في الأسمدة الكيميائية، وما يُستخدم في مكافحة الآفات مثل الفطريات والحشرات، وما يُستخدم في مجالات طبيّة متنوعة. أنظر الشكل (13)، حيث يُبين مجموعة من الأملاح.

الملح Salt مركّب أيونيّ يتّج من تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة. ويوجد عادةً على شكل بلّورة صلبة. أنظر الشكل (14) الذي يوضّح بلّورات كل من كبريتات النحاس وكلوريد الصوديوم. تتألّف صيغة الملح من جزئين؛ هما الأيون الموجب من القاعدة، والأيون السالب من الحمض، فمثلاً: عند تفاعل محلول HCl مع محلول NaOH يُستبدل أيون الهيدروجين H^+ من الحمض مع أيون الصوديوم Na^+ من القاعدة؛ فينتج ملح NaCl، كما هو موضّح في المعادلة الآتية:



يتحدّد اسم الملح من الأيون السالب للحمض، فمثلاً: يُستدلّ من الاسم كلوريد الصوديوم NaCl أنّ الحمض الداخل في تكوين الملح هو حمض الهيدروكلوريك HCl إذ أيونه السالب هو الكلوريد Cl^- ، ويوضّح الجدول (4) أمثلة لبعض الحموض وأيوناتها السالبة واسم الملح المتكوّن منها وصيغته.

الجدول (4): بعض الحموض وأيوناتها السالبة، واسم الملح المتكوّن منها وصيغته.

الحمض	الأيون السالب من الحمض	اسم الملح المتكوّن
الهيدروكلوريك HCl	كلوريد Cl^-	كلوريد البوتاسيوم KCl
النيتريك HNO_3	نترات NO_3^-	نترات الصوديوم $NaNO_3$
الكبريتيك H_2SO_4	كبريتات SO_4^{2-}	كبريتات المغنيسيوم $MgSO_4$
الفسفوريك H_3PO_4	فسفات PO_4^{3-}	فسفات الكالسيوم $Ca_3(PO_4)_2$



الشكل (13): مجموعة من الأملاح.



بلّورات كبريتات النحاس.



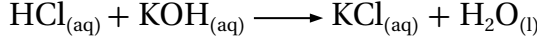
بلّورات كلوريد الصوديوم.

الشكل (14): بلّورات كبريتات النحاس وبلّورات كلوريد الصوديوم.

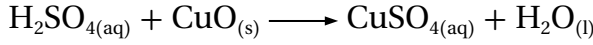
أفخر: ما الحمض المستخدم في تكوين كل من الملحَيْن:
أ. NaBr
ب. CH_3COONa

تحضير الأملاح Salts Preparation

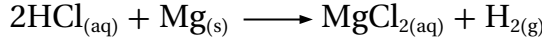
يُمكنُ الحصولُ على الأملاح في المختبر بطرائق عدّة؛ منها تفاعلُ الحموض مع القواعد أو القلويّات، فمثلاً: يُمكنُ الحصولُ على ملح كلوريد البوتاسيوم KCl من تفاعلِ محلولِ حمض الهيدروكلوريك HCl مع محلولِ هيدروكسيد البوتاسيوم KOH وفق المعادلة:



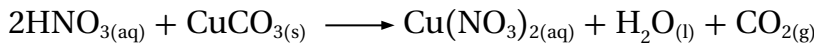
وكذلك يُمكنُ الحصولُ على ملح كبريتات النحاس CuSO_4 من تفاعلِ حمض الكبريتيك H_2SO_4 مع أكسيد النحاس CuO ، كما هو موضّح في المعادلة الآتية:



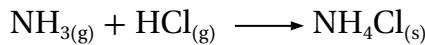
كما تتفاعلُ الحموض مع الفلزّات، وينتجُ عنها ملحُ الفلزّ ويتصاعدُ غازُ الهيدروجين، فمثلاً: يتفاعلُ حمضُ HCl مع فلزّ المغنسيوم Mg، وينتجُ ملحُ كلوريد المغنسيوم MgCl_2 ، أنظرُ الشكل (15)، والمعادلة الآتية توضح ذلك:



ومن الأمثلة أيضاً تفاعلُ الحموض مع كربونات الفلزّ، كما في تفاعلِ حمض النيتريك مع كربونات النحاس؛ فتنتجُ نترات النحاس؛ أنظرُ إلى الشكل (16)، والماء وغازُ ثاني أكسيد الكربون، وفق المعادلة الآتية:



وكذلك تتفاعلُ الحموض مع القواعد التي لا تحتوي على أيون الهيدروكسيد OH^- في تركيبها وينتجُ الملح، فمثلاً: ملحُ كلوريد الأمونيوم NH_4Cl أنظرُ الشكل (17) ينتجُ من تفاعلِ حمضِ HCl مع NH_3 كما هو موضّح في المعادلة الآتية:



وعندَ خلطِ محلولينِ لملحينِ مختلفين؛ ينتجُ عنهما ملحانِ آخرانِ كما يحدثُ عندَ خلطِ محلولي الملحّينِ كربونات البوتاسيوم K_2CO_3



الشكل (15): كلوريد المغنسيوم .



الشكل (16): نترات النحاس .



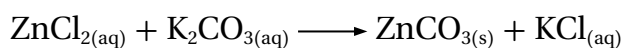
الشكل (17): كلوريد الأمونيوم .



أبحاث: بالرجوع

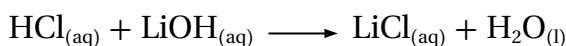
إلى مصادر المعرفة المناسبة؛
أبحاث في استخدامات كل من
الأملاح: نترات النحاس،
وكلوريد المغنيسيوم، وكلوريد
الأمونيوم، وأكتب تقريراً
بذلك أو أصمم عرضاً تعليمياً
باستخدام برنامج العروض
التقديمية (PowerPoint)، ثم
أشاركه بإشراف معلّمي/
معلّمتي زملائي/زميلاتي في
الصف.

وكلوريد الخارصين $ZnCl_2$ ؛ فينتج محلول كلوريد البوتاسيوم، ويترسب
ملح كربونات الخارصين وفق المعادلة الآتية:

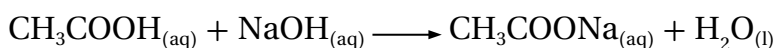


تصنيف الأملاح Salts Classification

تُصنّف محاليل الأملاح إلى حمضية وقاعدية ومتعادلة، ويعتمد ذلك على الحمض والقاعدة المكوّنين للملح؛ فالأملاح المتعادلة يكون الرقم الهيدروجيني لمحلولها (7)، وتنتج من تفاعل محاليل الحموض القوية والقواعد القوية، فمثلاً: ينتج ملح كلوريد الليثيوم $LiCl$ من تفاعل حمض HCl القوي والقاعدة القوية هيدروكسيد الليثيوم $LiOH$.



أما الأملاح الحمضية فيكون الرقم الهيدروجيني لمحلولها أقل من (7)، وتنتج من تفاعل محاليل الحموض القوية والقواعد الضعيفة، فمثلاً: ينتج ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl من تفاعل حمض HCl القوي مع القاعدة الضعيفة NH_3 ، بينما تتكوّن الأملاح القاعدية من الحموض الضعيفة والقواعد القوية، ويكون الرقم الهيدروجيني لمحاليلها أكبر من (7). ومثال ذلك ملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa ، حيث يتكوّن من تفاعل حمض الإيثانويك CH_3COOH الضعيف مع القاعدة القوية $NaOH$.



✓ **أتحقّق:** أكمل الجدول الآتي:

الحمض	القاعدة	الملح الناتج	صنف الملح
HBr	NaOH		
CH_3COOH		CH_3COONa	قاعدي
HNO_3	NH_3		



أصمم - باستخدام

برنامج سكراتش (Scratch) -
عرضاً يوضّح تكوّن الأملاح من
تفاعل حمض قوي مع قاعدة
قوية، وتفاعل حمض قوي مع
قاعدة ضعيفة، وتفاعل حمض
ضعيف مع قاعدة قوية، ثم
أشاركه بإشراف معلّمي/معلّمتي
زملائي/زميلاتي في الصف.

التجربة 3

قياس الرقم الهيدروجيني لمحاليل بعض الأملاح

المواد والأدوات:

محلول كلوريد الأمونيوم NH_4Cl (تركيزه 0.1 M)، محلول كلوريد الصوديوم NaCl (تركيزه 0.1 M)، محلول إيثانوات الصوديوم CH_3COONa (تركيزه 0.1 M)، كأس زجاجية سعة 100 mL عدد (3)، أوراق الكاشف العام، مخبر مدرّج.

إرشادات السلامة:

- اتّبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- تعامل مع المواد الكيميائية بحذر.

خطوات العمل:

- 1- **أقيس:** 5 mL من محلول NH_4Cl باستخدام المخبر المدرّج، وأضعها في كأس زجاجية.
- 2- **ألاحظ:** أضع ورقة الكاشف العام في المحلول، ثم أطبق لونها مع دليل الكاشف، وأقدر درجة حموضة المحلول، وأسجل ملاحظاتي.
- 3- أكرّر الخطوات (1) و(2) مستخدماً محاليل NaCl و CH_3COONa ، وأسجل ملاحظاتي.

التحليل والاستنتاج:

1. **أصنّف** محاليل الأملاح إلى حمضية وقاعدية ومتعادلة.
2. **أقارن** قيم الرقم الهيدروجيني للمحاليل الثلاثة.



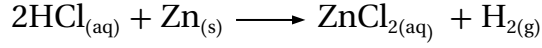
الشكل (18): تفاعل يرافقه تصاعد غاز.



الشكل (19): تفاعل يرافقه تكون راسب.

مؤشرات حدوث التفاعل الكيميائي Indications of a Chemical Reaction

يمكن الاستدلال على حدوث تفاعل كيميائي عن طريق بعض المشاهدات التي ترافق حدوث التفاعل، فمثلاً: قد يتصاعد غاز في أثناء حدوث التفاعل، أنظر الشكل (18). ومثال ذلك تفاعل فلز الزنك مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl وفق المعادلة الآتية:



وقد تتكون مادة راسبة عن التفاعل، أنظر الشكل (19). فمثلاً: عند خلط محلولي نترات الرصاص $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ويوديد البوتاسيوم KI؛ ينتج محلول نترات البوتاسيوم KNO_3 ، وتترسب مادة صفراء اللون من يوديد الرصاص PbI_2 .

ومن المشاهدات أيضاً حدوث تغير في درجة حرارة المحلول الناتج، كما يحدث عند تعادل حمض مع قاعدة.

✓ **أتحقق:** أذكر المؤشرات التي تدل على حدوث تفاعل ما؟

تحضير الحموض والقواعد صناعياً

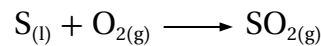
Industrial preparation of Acids and Bases

للحموض والقواعد أهمية كبيرة واستخدامات كثيرة ومتنوعة. وتختلف الحموض والقواعد في طرائق تصنيعها، ومن الأمثلة عليها:

حمض الكبريتيك H_2SO_4

يدخل حمض الكبريتيك في مجموعة من الصناعات، منها: صناعة الأسمدة الفوسفاتية، والورق والأصباغ والمنظفات والمطاط، وبطاريات السيارات.

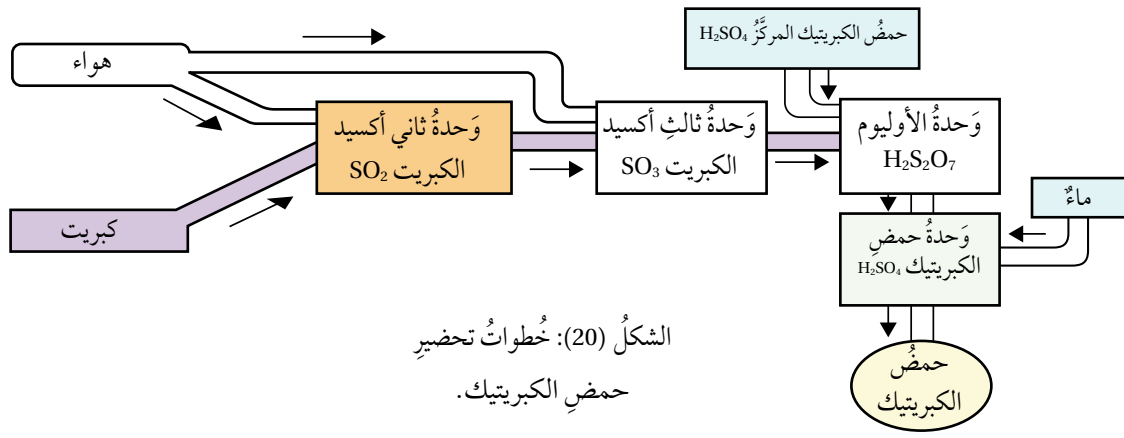
يُحضّر حمض الكبريتيك بطريقة التلامس Contact process، حيث تتضمن صهر الكبريت الصلب، ثم حرقه بوجود كمية كافية من الأكسجين لإنتاج غاز ثاني أكسيد الكبريت SO_2 وفق معادلة التفاعل الآتية:



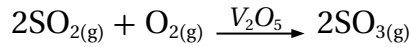
الربط بالتاريخ



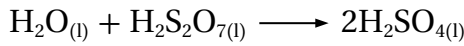
اكتشف العالم العربي جابر ابن حيان حمض الكبريتيك في القرن الثامن، وقد عرف آنذاك باسم زيت الزاج.



ثم يخلط غاز ثاني أكسيد الكبريت مع الأكسجين، ويُسخن الخليط إلى درجة حرارة 450° وعند ضغط مناسب، ويُستخدم خامس أكسيد الفناديوم V_2O_5 عاملاً مساعداً لتسريع حدوث التفاعل؛ فينتج غاز ثالث أكسيد الكبريت SO_3 ، وفق المعادلة:



ويمكن إذابة غاز SO_3 في حمض الكبريتيك المركز المحضّر مسبقاً لإنتاج الأوليوم $H_2S_2O_7$ ، حيث يتفاعل مع الماء لإنتاج حمض الكبريتيك، وفق المعادلة:

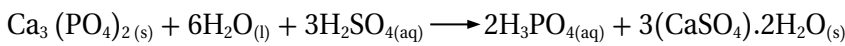


ويوضح الشكل (20) خطوات تحضير حمض الكبريتيك.

حمض الفوسفوريك H_3PO_4

يعدّ الأردن الدولة الثانية في العالم من حيث كمّيات خام الفوسفات الموجودة فيها، ومن أهمّ المواد التي تُصنع من خام الفوسفات؛ حمض الفسفوريك، ويُستخدم في إنتاج الأسمدة الفوسفاتية، والأعلاف الحيوانية.

يُصنع حمض الفوسفوريك بنقل الخام إلى المصنع، ثمّ طحن صخور الفوسفات كي تُصبح حبيبات صغيرة، ثمّ يتفاعل فوسفات الكالسيوم مع حمض الكبريتيك وفق المعادلة الآتية:



وبعدها يُنقل حمض الفوسفوريك إلى خزانات خاصّة لحفظه.

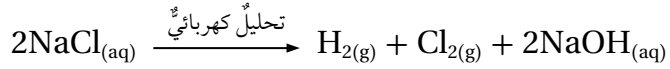
الربط بالصناعة

يُعدّ المجمّع الصناعي في مدينة العقبة التابع لشركة مناجم الفوسفات الأردنية، واحداً من أكبر مجمّعات إنتاج الأسمدة الفوسفاتية في الشرق الأوسط، ويضمّ المجمّع وحدات متخصصة في إنتاج سماد ثنائي فوسفات الأمونيوم، وحمض الفسفوريك، وحمض الكبريتيك.

هيدروكسيد الصوديوم NaOH

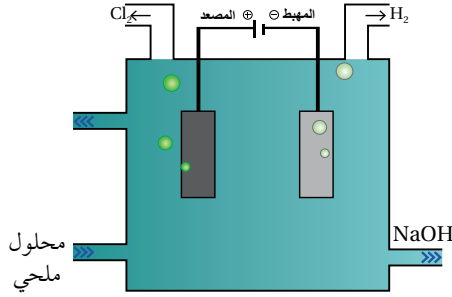
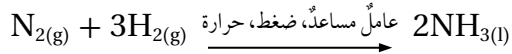
يُعرف هيدروكسيد الصوديوم بالصودا الكاوية، ويدخل في عدد من الصناعات، مثل صناعة الصابون ومواد التنظيف، وإزالة عسر الماء، وصناعة الزجاج، والورق، والنسيج، وغيرها.

يُنتج هيدروكسيد الصوديوم بعملية التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم، أنظر الشكل (21)؛ إذ ينتج عن التحليل الكهربائي غاز الكلور وغاز الهيدروجين ومحلول هيدروكسيد الصوديوم؛ وفق المعادلة العامة الآتية:



الأمونيا NH₃

تُعرف الأمونيا بالنشادر؛ وهي غاز عديم اللون يمكن إسالته بالضغط أو التبريد، ويُستخدم في تحضير حمض النيتريك، وصناعة الأسمدة النيتروجينية، والمطاط، والنسيج، وبعض أنواع محاليل التنظيف المنزلية، وغيرها. تُنتج الأمونيا صناعياً بطريقة (هابر)، أنظر الشكل (22) حيث يوضح هذه الطريقة؛ إذ يُخلط غازا الهيدروجين والنيتروجين في مفاعل خاص عند درجة حرارة وضغط مناسبين، وباستخدام فلز الحديد عاملاً مساعداً للتفاعل، حيث يحدث التفاعل الكيميائي الآتي:



الشكل (21): التحليل

الكهربائي لمحلول NaCl.

✓ **أتحقق:** أذكر استخداماً

واحداً لكل من:

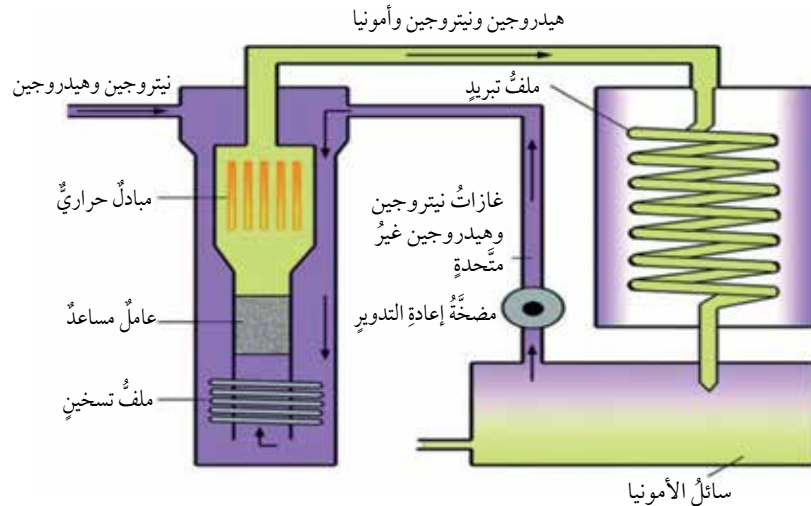
أ. حمض الفسفوريك.

ب. هيدروكسيد الصوديوم.

ج. الأمونيا.

الشكل (22): تحضير الأمونيا

صناعياً بطريقة (هابر).



مراجعة الدرس

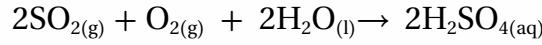
- 1- الفكرة الرئيسة: أَوْضَحْ كَيْفِيَّةَ كِتَابَةِ المَعَادِلَةِ الأْيُونِيَّةِ النِّهَائِيَّةِ لِتَفَاعُلِ التَّعَادُلِ.
- 2- أَوْضَحْ المَقْصُودَ بِمَا يَأْتِي: تَفَاعُلُ التَّعَادُلِ، المَعَادِلَةُ الأْيُونِيَّةُ.
- 3- أَكْتُبْ المَعَادِلَةَ الأْيُونِيَّةَ لِتَفَاعُلِ مَحْلُولِ حَمْضِ النِّتْرِيكِ HNO_3 مَعَ مَحْلُولِ هَيْدْرُوكْسِيدِ الكَالْسِيُومِ Ca(OH)_2 لِإِنْتَاكِ مَحْلُولِ نَتْرَاتِ الكَالْسِيُومِ وَجُزْئَاتِ المَاءِ.
- 4- **أَسْتَنْتِجْ** مَعَادِلَةَ التَّعَادُلِ مِنَ التَّفَاعُلِ الآتِي:

$$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} + 2\text{NaOH}_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$$
- 5- لَدَيْكَ المَوَادُّ (NH_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 , NaOH) أَيُّ مِنْهَا يُعَدُّ مِثَالًا عَلَى مَادَّةٍ:
 أ. تُسْتَخْدَمُ فِي صِنَاعَةِ الأَسْمَدَةِ الفُوسْفَاتِيَّةِ.
 ب. تُحَضَّرُ بِطَرِيقَةِ هَابِر.
 ج. تُسَمَّى زَيْتَ الزَّاجِ.
 د. تَدْخُلُ فِي صِنَاعَةِ الصَّابُونِ.
 هـ. تُحَضَّرُ بِطَرِيقَةِ التَّلَاسِ.
- 6- مَا قِيَمَةُ الرِّقْمِ الهَيْدْرُوجِينِيِّ (7، أَكْبَرُ مِنْ 7، أَقْلُ مِنْ 7) لِمَحَالِيلِ الأَمْلَاحِ الآتِيَةِ:
 أ. المِلْحُ الَّذِي يُغَيِّرُ لَوْنَ وَرَقَةِ تَبَاعِ الشَّمْسِ الحَمْرَاءِ إِلَى زَرْقَاءَ.
 ب. المِلْحُ الحَمْضِيُّ.
 7- أَكْمِلْ الجَدُولَ الآتِي:

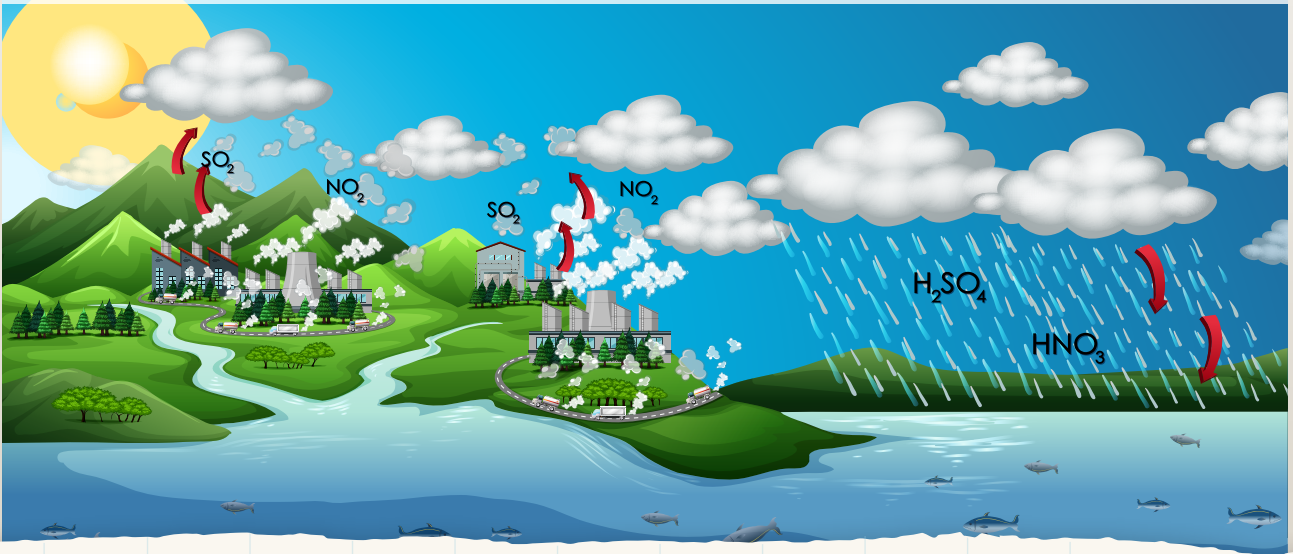
صِيغَةُ المِلْحِ	اسْمُ المِلْحِ	صِيغَةُ المِلْحِ
		LiCl
		MgSO_4
		Na_3PO_4
		KNO_3

- 8- **أَسْتَنْتِجْ** المَوْثِّرَاتِ الدَّالَّةَ عَلَى حَدُوثِ التَّفَاعُلِ الكِيمِيَاءِيِّ الآتِي: عِنْدَ تَسْخِينِ هَيْدْرُوكْسِيدِ النِّحَاسِ الأَزْرَقِ يَتَرَسَّبُ أُكْسِيدُ النِّحَاسِ الأَسْوَدُ وَيَتَصَاعَدُ بَخَارُ المَاءِ.

ينتج عن احتراق الوقود الأحفوري عددٌ من الغازات، منها: أكاسيد النيتروجين وغاز ثاني أكسيد الكبريت. وهذه الغازات تلوث الهواء الجوي؛ إذ تذوب في الماء مكونة حموضًا تسقط على الأرض على صورة هطول يُسمى المطر الحمضي، فمثلاً: يتحد غاز ثاني أكسيد الكبريت مع الماء والأكسجين مكونًا حمض الكبريتيك، وفق المعادلة الآتية:



يُسبب المطر الحمضي تآكل المباني (المصنوعة من الرخام والصخر الجيري) المحتوية على كربونات الكالسيوم، كما يُسبب تآكل الهياكل الفلزية، ويؤثر في التربة فيغسلها من الأيونات الضرورية لنمو النبات مثل أيونات الكالسيوم والمغنيسيوم، ويؤدي أيضًا إلى نقل أيون الألمنيوم من التربة إلى مياه الأنهار والبحيرات؛ فيسبب تلوثها ويؤدي إلى تسمم الأسماك التي تعيش فيها. إنَّ تقليل انبعاثات الغازات التي تُسبب المطر الحمضي أمرٌ مكلفٌ، وتعمق استمرارية هطول المطر الحمضي المشكلة في مناطق معينة. ولتقليل كمية غاز ثاني أكسيد الكبريت المنبعثة في الغلاف الجوي؛ تزود محطات الطاقة والمصانع بمرشحات هواء لإزالة الكبريت من غاز المداخن؛ إذ تُخفّض نسبة غاز ثاني أكسيد الكبريت قبل وصوله إلى الغلاف الجوي.



أبحاث أرجع إلى المواقع الإلكترونية عبر شبكة الإنترنت، وأكتب تقريرًا عن أثر غازات أكاسيد النيتروجين مثل NO و NO₂ في البيئة، وأناقش زملائي / زميلاتي في ما توصلت إليه.

مراجعة الوحدة

1. **أقارن:** بين لون كاشف تباع الشمس في محلول كل من الحموض والقواعد والأملاح.
2. **أفسر:** يطلق على تفاعلات الحموض والقواعد اسم تفاعلات التعادل.
3. **أقارن:** أكمل الجدول الآتي الذي يتضمن مقارنة بين الحموض والقواعد:

وجه المقارنة	المادة	الحموض	القواعد
الأيونات الموجبة والسالبة الناتجة عن تأيئها في الماء.			
الرقم الهيدروجيني لمحاليلها.			
توصيل محاليلها للتيار الكهربائي.			

4. **أفسر:**

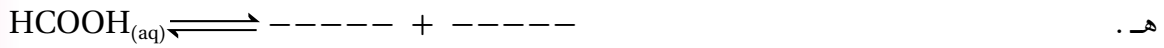
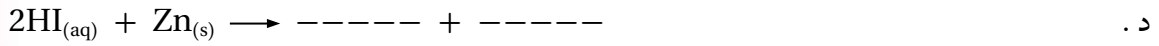
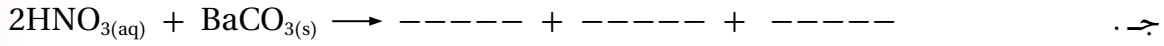
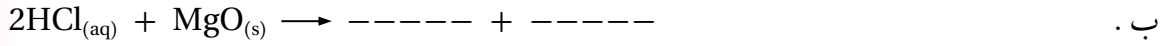
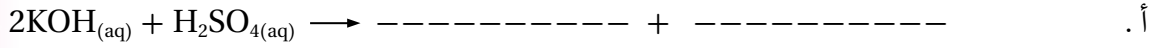
- أ. يعد محلول BaO محلولاً قلويًا.
- ب. أهمية التحكم في حموضة التربة.
- ج. محلول حمض HCl في الماء؛ يُغيّر لون ورقة تباع الشمس الزرقاء إلى الأحمر، ومحلول هيدروكسيد الصوديوم في الماء؛ يُغيّر لون ورقة تباع الشمس الحمراء إلى الأزرق. عند مزج المحلولين بالنسبة الصحيحة؛ فإن المحلول الناتج لن يُغيّر لون أي من ورقتي تباع الشمس الحمراء أو الزرقاء.
5. يُحضّر كلوريد الكالسيوم من تفاعل أكسيد الكالسيوم مع حمض الهيدروكلوريك المخفف.
 - أ. **أصنّف:** ما نوع كل من المركبين أكسيد الكالسيوم وكلوريد الكالسيوم؟
 - ب. **أطبّق:** أكتب معادلة كيميائية تمثل التفاعل بين أكسيد الكالسيوم حمض الهيدروكلوريك.
6. كبريتات الباريوم $BaSO_4$ ملح غير ذائب في الماء.
 - أ. **أستنتج:** الحمض المستخدم في تحضير الملح.
 - ب. **أستنتج:** القاعدة المستخدمة في تحضير الملح.
 - ج. أكتب معادلة كيميائية موزونة، تمثل التفاعل الحادث.
 - د. أكتب المعادلة الأيونية النهائية للتفاعل الحادث.
7. **أقارن:** محلولان متساويان في التركيز من الحمضين HNO_3 و HF . أجب عن الأسئلة الآتية عن خصائص كل منهما:
 - أ. أحدد الحمض الذي يتأين جزئيًا.
 - ب. أحدد الحمض الأسرع تفاعلًا مع فلز الألمنيوم.

مراجعة الوحدة

ج. أحدد الحمض الذي يمتلك محلوله أعلى قيمة pH.

د. أحدد الحمض الذي يكون تركيز أيونات الهيدروجين H^+ في محلوله أكبر.

8. أكمل المعادلات الآتية:



9. أدرس الجدول الآتي الذي يتضمن قيم pH لعدد من المحاليل المتساوية التركيز، حيث أُعطيت رموزاً افتراضية، ثم أجيب عن الأسئلة التي تليه:

رمز المحلول	D	C	B	A	Z	Y	X
pH	11	3	7	5	13	9	1

أ. **أصنف** المحاليل إلى حمضية وقاعدية ومتعادلة.

ب. أحدد رمز الحمض الأضعف ورمز القاعدة الأضعف.

ج. **أتوقع** رمز المحلول الذي يكون تركيز أيون OH^- فيه الأكبر.

د. **أتوقع** رمز المحلول الذي يمثل محلول كلوريد الصوديوم.

هـ. **أتوقع**: أي المحاليل X, Y, C يتوقع أن يكون أكثر توصيلاً للتيار الكهربائي؟ أفسر إجابتي.

10. تحرق محطات توليد الكهرباء البترول لتوليد الكهرباء. عندما يحترق البترول يتفاعل الكبريت الموجود فيه مع الأكسجين مكوناً غاز ثاني أكسيد الكبريت. أوضح أثر ذلك في تكون المطر الحمضي.

11. أكمل الجدول الآتي:

محلول الملح	pH المحلول	لون ورقة تباع الشمس
متعادلاً		
		أحمر
	أكبر من 7	

12. أختارُ الإجابة الصحيحة لكلِّ فقرةٍ من الفقرات الآتية:

- (1) أحد المحاليل الآتية، يُعدُّ مثلاً على محلول حمضيّ:
 - أ. مُنظفُ الأفران. ب. الخلُّ. ج. الصابون. د. ماء البحر.
- (2) عند إضافة حمض الهيدروكلوريك إلى الماء؛ فإنَّ الرقم الهيدروجينيَّ pH للماء:
 - أ. يقلُّ. ب- يزداد. ج. يقلُّ ثمَّ يزداد. د. لا يتغيّر.
- (3) المركّبات الآتية جميعها تنتمي إلى القلويات عدا المركّب:
 - أ. K_2O ب. $Ca(OH)_2$ ج. $LiOH$ د. $Cu(OH)_2$
- (4) زيادة تركيز أيون الهيدروكسيد OH^- في المحلول يُصاحبها:
 - أ. زيادة الرقم الهيدروجينيّ pH. ب. نقصان الرقم الهيدروجينيّ pH.
 - ج. ثبات الرقم الهيدروجينيّ pH. د. مضاعفة الرقم الهيدروجينيّ pH.
- (5) أحد المحاليل الآتية، يُستخدمُ للتعاادلِ مَعَ محلول هيدروكسيد البوتاسيوم:
 - أ. كلوريد الصوديوم. ب. الماء. ج. الأمونيا. د. حمض النيتريك.
- (6) المادّتان المستخدمتان في تحضير ملح كلوريد الصوديوم، هما:
 - أ. الكلور وحمض الكبريتيك. ب. كربونات الصوديوم وحمض الهيدروكلوريك.
 - ج. الصوديوم وحمض النيتريك. د. البوتاسيوم وحمض الفسفوريك.
- (7) ينتجُ عن التفاعل: $Ca(OH)_{2(aq)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + \dots\dots$
 - أ. O_2 ب. H_2 ج. H_2O د. CaH_2
- (8) الأيونات المتفرّجة في المعادلة: $LiOH_{(aq)} + HNO_{3(aq)} \rightarrow LiNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$
 - أ. H^+ , OH^- ب. NO_3^- , OH^- ج. Li^+ , H^+ د. Li^+ , NO_3^-
- (9) المادّة التي يجري تحضيرها بطريقة (هابر)، هي:
 - أ. NH_3 ب. $NaOH$ ج. H_2SO_4 د. H_3PO_4
- (10) يُصنع الصابون من تفاعل قاعدة قويّة مع الزيت، حيث يكون الرقم الهيدروجينيّ pH المتوقّع له:
 - أ. 2 ب. 7 ج. 9 د. 5

مسرّد المصطلحات

- **أكسيد حمضيّ Acidic Oxide**: أكسيد لعنصرٍ لا فلزيّ يُنتجُ حمضًا عند ذوبانه في الماء.
- **أكسيد قاعديّ Basic Oxide**: أكسيد لعنصرٍ فلزيّ، منه ما يذوبُ في الماء منتجًا قاعدةً، ومنه لا يذوبُ في الماء.
- **الأملاح Salts**: مركّباتٌ أيونيّةٌ توجدُ على شكلِ بلّوراتٍ صلبةٍ، ويتكوّنُ المِلحُ نتيجةً استبدالِ ذرّة هيدروجين الحمضِ معَ ذرّة الفلز.
- **أنابيب التفريغ الكهربائي Cathode Ray Tubes**: أنابيب زجاجيّة تحتوي على غازٍ معيّنٍ تحت ضغطٍ منخفضٍ يمرُّ خلاله تيارٌ كهربائيّ عالي الجهد.
- **الأيونات المتفرّجة Spectator Ions**: الأيونات التي لم تشترك في التفاعل، ولم تتغيّر شحّاتها.
- **تفاعل التعادل Neutralization Reaction**: التفاعل بين محلول الحمض ومحلول القاعدة لتكوين الماء والملح.
- **جسيمات ألفا Alpha Particles**: جسيماتٌ مشحونةٌ بشحنة موجبة ذات سرعةٍ عاليةٍ، تنبعثُ من ذراتٍ مادّةٍ مُشعّةٍ.
- **حمضٌ ضعيفٌ Weak Acid**: الحمض الذي يتأينُ جزئيًّا في الماء، ويحتوي محلوله على أيونات H^+ وأيوناتٍ أخرى سالبةٍ وجزيئات الحمض.
- **حمضٌ قويّ Strong Acid**: الحمض الذي يتأينُ كليًّا في الماء، ويحتوي محلوله على أيونات H^+ وأيوناتٍ أخرى سالبةٍ.
- **الحموض Acids**: موادٌ تُنتجُ أيونات الهيدروجين H^+ عند ذوبانها في الماء.
- **درجة التأين Degree of Ionisation**: تعبيرٌ عن قدرة الحموض أو القواعد على التفكّك إلى أيوناتٍ موجبةٍ وسالبةٍ.

- **الدورية Periodicity**: تغيّر خصائص العناصر في الدورة الواحدة في الاتجاه من اليسار إلى اليمين، وفي المجموعة الواحدة في الاتجاه من الأعلى إلى الأسفل.
- **الذرات Atoms**: وحدات متناهية في الصغر تتكوّن منها العناصر.
- **الرقم الهيدروجيني pH**: مقياس لدرجة حموضة المحلول التي ترتبط بتركيز أيونات الهيدروجين في المحلول.
- **شبه الفلز Metalloid**: عنصر يشبه في بعض خصائصه الفلزّات، وفي خصائص أخرى اللافلزّات.
- **الغازات النبيلة Noble Gases**: عناصر توجد في الطبيعة على شكل ذرات في الحالة الغازية، يكون المستوى الخارجي لذراتها ممتلئًا بالإلكترونات؛ أو يحتوي على 8e.
- **الفلزّات Metals**: عناصر على يسار الدورة يحتوي مستواها الخارجي على 1e أو 2e أو 3e، وتفقد هذه الإلكترونات في تفاعلاتها.
- **الفلزّات القلوية Alkali Metals**: عناصر المجموعة الأولى (1A) باستثناء الهيدروجين.
- **الفلزّات القلوية الأرضية Alkaline Earth Metals**: عناصر تنتشر في صخور القشرة الأرضية على شكل مركّبات يحتوي المستوى الخارجي لذراتها على إلكترونين.
- **القلويّات Alkalis**: أكاسيد أو هيدروكسيدات الفلزّات الذائبة في الماء.
- **القواعد Bases**: مواد تُنتج أيونات الهيدروكسيد OH^- عند ذوبانها في الماء.
- **القاعدة القويّة Strong Base**: القاعدة التي تتأين كليًا في الماء مُنتجة أيونات OH^- وأيونات موجبة أخرى.
- **القاعدة الضعيفة Weak Base**: القاعدة التي تتأين جزئيًا في الماء.
- **لا فلزّات NonMetals**: عناصر يحتوي مُستواها الخارجي على 5 أو 6 أو 7 إلكترونات، وتكسب الإلكترونات في تفاعلاتها مع الفلزّات.
- **مُستويات الطاقة Energy Levels**: مناطق تُحيط بالنواة لكلّ منها نصف قطرٍ وطاقة محدّدان، يزداد كلّ منهما بزيادة بُعدِه عن النواة، ويتّسع كلّ مُستوى لعددٍ من الإلكترونات.

- **المعادلة الأيونية Ionic Equation:** المعادلة التي تتضمن الأيونات الموجودة في المحلول المائي.
- **المعادلة الأيونية النهائية Net-Ionic Equation:** المعادلة التي تصف الأيونات المتفاعلة في المحلول المائي.
- **النظائر Isotopes:** عناصر يكون لذراتها العدد الذري نفسه، ولكنها تختلف في العدد الكتلي لاختلاف عدد النيوترونات في أنويتها.
- **النظائر المشعة Radioactive Isotopes:** عناصر لذراتها القدرة على إطلاق الإشعاعات بصورة تلقائية.
- **النموذج الذري Atomic Model:** تمثيل تخطيطي للجسيمات التي تتكون منها الذرة وأماكن وجودها.
- **نموذج ثومسون Thomson's Model:** تمثيل تخطيطي تظهر فيه الذرة على شكل كرة متجانسة من الشحنات الموجبة، غرست فيها عدد من الإلكترونات السالبة الشحنة.
- **نموذج دالتون Dalton's Model:** تمثيل يبين تركيب الذرة وفق نظرية دالتون.
- **نموذج رذرفورد Rutherford's Model:** تمثيل تخطيطي يبين تركيب الذرة وفق نموذج رذرفورد.
- **النواة Nucleus:** جسيم يتركز في الذرة ويكون أغلب كتلتها، ويتكون من البروتونات والنيوترونات.
- **النيوترونات Neutrons:** جسيمات تتكون منها أنوية الذرات، ولا تحمل أي شحنة كهربائية.
- **الهالوجينات Halogens:** مكونات الأملاح وهي عناصر المجموعة السابعة في الجدول الدوري.

قائمةُ المراجع

أولاً- المراجعُ العربية:

- إبراهيم صادق الخطيب، مصطفى تركي عبيد، **الكيمياء العامة**، دار المسيرة للنشر والتوزيع، عمّان، 2004 م.
- جيمس برادي، جيرارد هيومستون، **الكيمياء العامة والمبادئ والبنية**، ج 1، ترجمة سليمان سعسع ومأمون الحلبي، نيويورك، جون ويلي للنشر، 1992 م.
- خليل حسام، **موسوعة الكيمياء الشاملة**، دار أسامة للنشر، ج 2، 2009 م.
- صالح محمد، صابر محمد، عثمان عثمان، **أسس ومبادئ الكيمياء**، ج 2، الدار العربية للنشر، 2000 م.
- محمد إسماعيل الدرمللي، **الدليل في الكيمياء: الكيمياء العامة؛ ماهيتها، عناصرها**، دار العلم والإيمان ودار الجديد للنشر والتوزيع، 2018 م.

ثانياً- المراجعُ الأجنبية:

- Sunley, Chris and Goodman, Sam, Collins International Cambridge IGCSE **Chemistry**, Collins, 2014.
- Ebbing ,Gammon, **General Chemistry**, 11th Ed, Houghton Mifflin Company, 2011.
- Stevens Zumdal, **Chemistry**, 7th Ed, Boston, New York, 2007
- Raymond Change, **Chemistry**, 10th Edition, Singapore, 2010.
- Myers, Thomas, Oldham, **Chemistry**, Online Ed, Holt, Rinehart Winston, 2006.
- Brown, Leman, Burten, **Chemistry**, 9th Ed, Pearson Education , Inc 2003.
- Wilbraham, Staley, **Mtta, Waterman**, 2nd Ed, Pearson Education , Inc 2012