

الكيمياء

الصف العاشر - كتاب الطالب

الفصل الدراسي الأول

10

فريق التأليف

د. موسى عطا الله الطراونة (رئيساً)

تيسير أحمد الصبيحات

عبد الله نايف دواغرة

بلال فارس محمود

حازم محمد أحمد

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

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

قرّرت وزارة التربية والتعليم تدرّيس هذا الكتاب في مدارس المملكة الأردنية الهاشمية جميعها، بناءً على قرار المجلس الأعلى للمركز الوطني لتطوير المناهج في جلسته رقم (2020/3)، تاريخ 2020/6/2 م، وقرار مجلس التربية والتعليم رقم (2020/41)، تاريخ 2020/6/18 م، بدءاً من العام الدراسي 2020 / 2021 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 -252 - 7

المملكة الأردنية الهاشمية
رقم الإيداع لدى دائرة المكتبة الوطنية:
(2022/3/1364)

375,001

الأردن. المركز الوطني لتطوير المناهج

الكيمياء: الصف العاشر: كتاب الطالب (الفصل الأول) / المركز الوطني لتطوير المناهج. ط2؛ مزيّدة ومنقحة. - عمان: المركز، 2022

(90 ص).

ر.إ.: 2022/3/1364

الوصفات: / تطوير المناهج / المقررات الدراسية / مستويات التعليم / المناهج

يتحمّل المُؤلّف كامل المسؤولية القانونية عن محتوى مُصنّفه، ولا يُعبّر هذا المُصنّف 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.

1441 هـ / 2020 م

2021 م - 2025 م

الطبعة الأولى (التجريبية)

أعيدت طباعته

قائمة المحتويات

الموضوع	الصفحة
المقدمة	5
الوحدة الأولى: بنية الذرة وتركيبها	7
تجربة استهلالية: الطيف الذري	9
الدرس الأول: نظرية بور لذرة الهيدروجين	10
الدرس الثاني: النموذج الميكانيكي الموجي للذرة	20
الإثراء والتوسع: الخلايا الكهروضوئية	26
مراجعة الوحدة	27
الوحدة الثانية: التوزيع الإلكتروني والدورية	29
تجربة استهلالية: نمذجة التوزيع الإلكتروني	31
الدرس الأول: التوزيع الإلكتروني للذرات	32
الدرس الثاني: الخصائص الدورية للعناصر	44
الإثراء والتوسع: مجهر القوة الذرية	55
مراجعة الوحدة	56

59 الوحدة الثالثة: المُركَّبات والروابطُ الكيميائيةُ

61 تجربةُ استهلاكية: الروابطُ في المُركَّباتِ التساهميةِ

62 الدرسُ الأول: الروابطُ الكيميائيةُ وأنواعُها

70 الدرسُ الثاني: الصيغُ الكيميائيةُ وخصائصُ المُركَّباتِ

82 الإثراء والتوسع: السبائكُ

83 مراجعةُ الوحدةِ

86 مسرّدُ المصطلحاتِ

89 قائمةُ المراجعِ

المقدمة

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

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

وقد جاء هذا الكتاب مُحققاً لمضامين الإطار العام والإطار الخاص للعلوم، ومعاييرها، ومؤشرات أدائها المتمثلة في إعداد جيل محيط بمهارات القرن الواحد والعشرين، وقادر على مواجهة التحديات، ومُعزّز - في الوقت نفسه - بانتمائه الوطني. وتأسيساً على ذلك، فقد اعتُمدت دورة التعلم الخماسية المنبثقة من النظرية البنائية التي تمنح الطلبة الدور الأكبر في العملية 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 ثلاث وحدات دراسية، هي: بنية الذرّة وتركيبها، والتوزيع الإلكتروني والدورية، والمركّبات والروابط الكيميائية.

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

وانتهاءً بأسئلة التحليل والاستنتاج. وتضمن الكتاب أيضاً أسئلة تحاكي أسئلة الاختبارات الدولية؛
بُغية تعزيز فهم الطالب لموضوعات المادة، وتنمية التفكير الناقد لديه.

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

والله ولي التوفيق

المركز الوطني لتطوير المناهج

بِنْيَةُ الذَّرَّةِ وَتَرْكِيبُهَا

The Structure and Composition of The Atom

أَتَأَمَّلُ الصَّوْرَةَ

تدورُ الإلكتروناتُ حَوْلَ النُّوَاةِ فِي مَسْتَوِيَّاتٍ مُّحَدَّدَةٍ مِنَ الطَّاقَةِ، فَمَا طَاقَةُ هَذِهِ الْمَسْتَوِيَّاتِ؟
مَا دَلَالَةُ انْتِقَالِ الْإِلِكْتَرُونِ بَيْنَ الْمَسْتَوِيَّاتِ الْمُخْتَلِفَةِ لِلطَّاقَةِ فِي الذَّرَّةِ؟

الفكرة العامة:

يُعَدُّ تطوُّر العلوم وأدوات البحث العلميّ الأساس الذي أسهمَ في تطوير النظريات التي فسَّرت بنية الذرَّة، وساعدَ على تعرُّف تركيبها وخصائصها.

الدرس الأول: نظرية بور لذرَّة الهيدروجين.

الفكرة الرئيسة: ينبعث الضوء من ذرَّة الهيدروجين المثارَّة في صورة وحداتٍ من الطاقة (وحدات الكمِّ) تُسمَّى الفوتونات.

الدرس الثاني: النموذج الميكانيكي الموجي للذرَّة.

الفكرة الرئيسة: يُمكن وصف وجود الإلكترون حول النواة، وطاقته، وشكل الفلك فيه باستخدام أعداد الكمِّ.

تجربة استهلالية

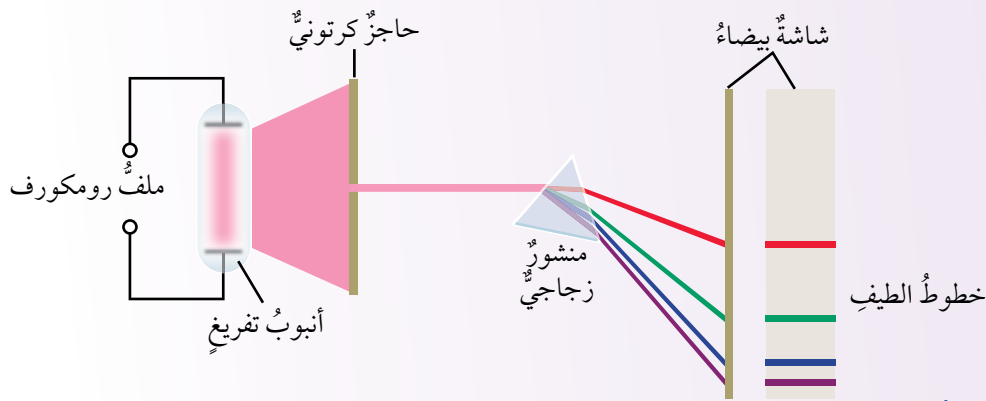
الطيف الذري

المواد والأدوات: شاشة أو ورقة كرتون بيضاء، منشور زجاجي، حاجز كرتون مقوّى، أنبوب تفريغ (الصدويوم، الهيدروجين، النيون)، مصباح ضوئي، ملفّ رومكورف، مصدر كهربائي.

إرشادات السلامة: الحذر عند استعمال ملفّ رومكورف؛ فهو ذو فولتية عالية جداً.

خطوات العمل:

- 1 أعمل شقاً مستطيلاً رقيقاً في حاجز الكرتون، طوله 2 cm.
- 2 أضع الشاشة البيضاء على مسافة مناسبة من شقّ حاجز الكرتون بحيث تكون مُقابله له، ثمّ أضع المنشور الزجاجي في منتصف المسافة بينهما.
- 3 أضيء المصباح، ثمّ أضعه خلف حاجز الكرتون على نحو يسمح لحزمة ضوئية ضيقة بالمرور خلال الشقّ.
- 4 **ألاحظ.** أحرّك المنشور الزجاجي لتعديل زاوية سقوط الضوء عليه حتى يتجمّع الضوء الصادر من المنشور على الشاشة البيضاء.
- 5 **ألاحظ.** أضع أنبوب التفريغ الذي يحوي غاز الهيدروجين محلّ المصباح الضوئي، ثمّ أكرّر الخطوات السابقة باستعمال ملفّ رومكورف.



التحليل والاستنتاج:

- 1 - **أفسر** كيف يظهر الضوء الصادر عن المصباح على الشاشة البيضاء.
- 2 - أصف الضوء الصادر عن أنبوب التفريغ.
- 3 - **أستنتج** الفرق بين ألوان الضوء الصادرة في كلتا الحالتين.

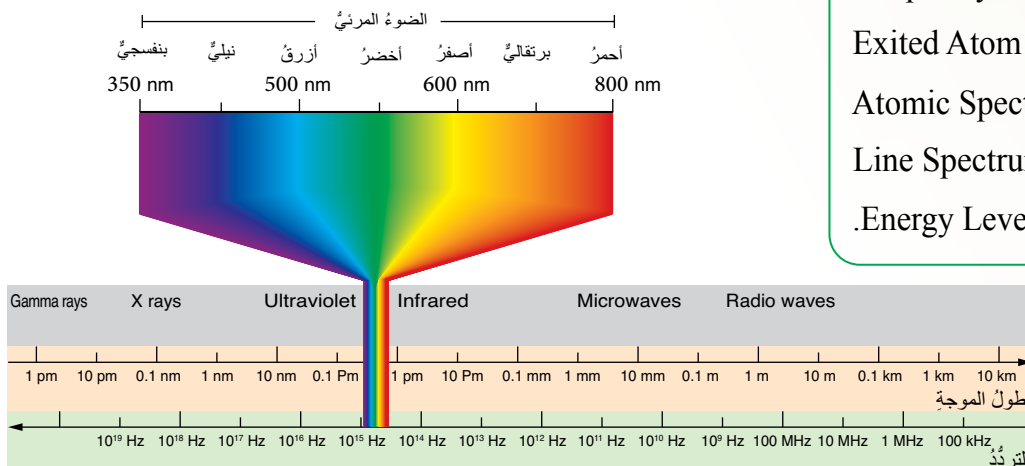
الضوءُ مصدرُ معلوماتٍ عن الذرّةِ

Light Provides Information About The Atom

يُعَدُّ الضوءُ المصدرَ الرئيسَ للمعلوماتِ التي استندتْ إليها النظرياتُ الحديثَةُ في تفسيرِ بنيةِ الذرَّةِ وتركيبِها؛ فقد لاحظَ العلماءُ في أواخرِ القرنِ التاسعَ عشرَ انبعاثَ الضوءِ من بعضِ العناصرِ عندَ تسخينِها؛ ما دفعَهُم إلى دراسةِ الضوءِ وتحليلِهِ، وتوصَّلوا إلى ارتباطِ سلوكِ العنصرِ بالتوزيعِ الإلكترونيِّ. وقد استندَ نيلز بور إلى نتائجِ هذهِ الدراساتِ في بناءِ نموذجِهِ الكميِّ لذرَّةِ الهيدروجينِ. لتعرِّفِ نموذجِ بور، يجبُ أولاً تعرُّفُ الطيفِ الكهرمغناطيسيِّ.

الطيف الكهرمغناطيسي Electromagnetic Spectrum

يتنشر الضوء في الفراغ بسرعة ثابتة على شكل أمواج يُمكنُ وصفها عن طريق أطوالها الموجية وترددها؛ إذ تتفاوت هذه الأطوال الموجية تفاوتًا كبيرًا، فبعضها يتناهى في الصغر مثل أشعة غاما، ويقاس بالأجزاء من المتر (النانومتر)، وبعض آخر أطواله كبيرة، وهو يقاس بالأمتار أو مئات الأمتار، مثل أمواج الراديو والتلفاز. يُطلق على الإشعاعات الكهرمغناطيسية كافة الناتجة من تحليل الضوء اسم الطيف الكهرمغناطيسي **Electromagnetic Spectrum**. والشكل (1) يُبين الأطوال الموجية والترددات المختلفة للطيف الكهرمغناطيسي.



الفكرة الرئيسة:

ينبعثُ الضوءُ من ذرَّةِ الهيدروجينِ
المثارةِ في صورةِ وحداتٍ من الطاقةِ
(وحداتُ الكمِّ) تُسمَّى الفوتوناتِ.

نتاجات التعلم:

- أوضح المقصود بالطيف الكهرمغناطيسي.
- أوضح أهم فروض نظرية بور لذرة الهيدروجين.
- أحسب طاقة المستويات وفق نظرية بور.

المفاهيم والمصطلحات:

الطيفُ الكهر مغناطيسيُّ

Electromagnetic Spectrum

الطيف المرئي Visible Spectrum

Continuous Spectrum الطيف المتصل

Invisible Spectrum الطيف غير المرئي

Quantum الكم

Wavelength طولُ الموجة

Frequency التردد

Exited Atom الذرَّةُ المثارَةُ

Atomic Spectrum الطيف الذري

Line Spectrum الطيف الخطي

مستوى الطاقة Energy Level

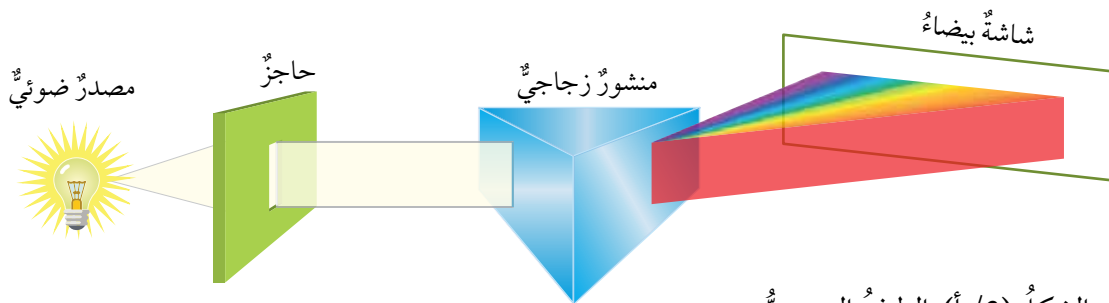
الشكل (1): الطيف
الكهرمغناطيسي.

ينقسم الطيف الكهرمغناطيسي إلى قسمين، هما:

الطيف المرئي Visible Spectrum: يُمثّل هذا الطيف الضوء العاديّ (ضوء الشمس) الذي نشاهده في الفضاء، ويُمكن للعَيْن تمييزه، وهو مدّى ضيق من الأطوال الموجية في الطيف الكهرمغناطيسيّ، يتراوح بين 350 نانومتراً و 800 نانومتراً، ويظهر عند تحليل الضوء العاديّ أو ضوء الشمس خلال منشور زجاجي على شكل حزمة من الأشعة الملونة المتتابعة (الأطوال الموجية، والترددات) من دون ظهور حدود فاصلة واضحة بينها، وقد أُطلق على هذه الحزمة اسم **الطيف المتصل**، أو **الطيف المستمر Continuous Spectrum** كما في الشكل (2/ أ). من الأمثلة على الطيف المرئي قوس المطر الذي يظهر في السماء نتيجة تشتيت حبات المطر لضوء الشمس كما في الشكل (2/ ب).

الشكل (2/ ب): قوس المطر.

الطيف غير المرئي Invisible Spectrum: يشمل هذا الطيف جميع الأطوال الموجية التي يزيد طولها على 800 نانومتر، وتقع تحت الضوء الأحمر، مثل: أمواج الراديو والتلفاز، وأمواج الميكروويف التي تُستخدم في تسخين الطعام وطهيّه، وتلك التي يقل طولها عن 350 نانومتراً، وتقع فوق الضوء البنفسجيّ، مثل الأشعة السينية التي يستخدمها الأطباء في تصوير أجزاء الجسم، مثل: العظام، وبعض أجزائه الداخلية (التصوير الملون).



الشكل (2/ أ): الطيف المستمر.

أفسّر سبب تحليل الضوء بعد خروجه من المنشور.

أجرى العالمان ماكس بلانك وألبرت أينشتاين تجارب عديدةً لدراسة الضوء وتعرّف طبيعته، أسفرت عن معرفة الطبيعة المزدوجة (موجية-مادية) للضوء، وانبعاثه من الذرات بترددات مُحددة تُسمى **الكمّ Quantum**، أو الفوتونات Photons التي يحمل كلُّ منها مقداراً مُحدداً من الطاقة يتناسب طردياً مع تردده، وهي تُمثل الوحدات الأساسية المكوّنة للضوء. وقد عبّر عنها بلانك بالعلاقة الآتية:

$$E = h\nu$$

حيثُ:

E: طاقة الفوتون وتُقاس بالجول (J).

h: ثابت بلانك، ويساوي $(6.63 \times 10^{-34} \text{ J.s})$.

ν : تردد الضوء ويُقاس بالهيرتز (Hz).

أثبتت الدراسات الفيزيائية أنّ تردد الضوء يتناسب عكسياً مع طول موجته، وأنّه يُمكن التعبير عن ذلك بالعلاقة الآتية:

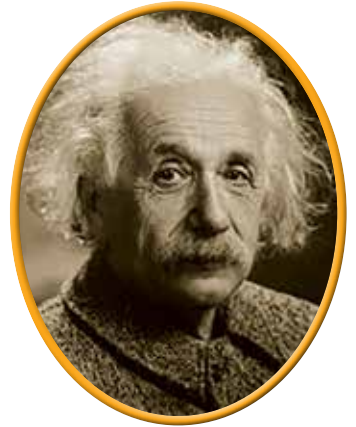
$$c = \lambda\nu$$

حيثُ:

c: سرعة الضوء في الفراغ، وتساوي $(3 \times 10^8 \text{ m/s})$.

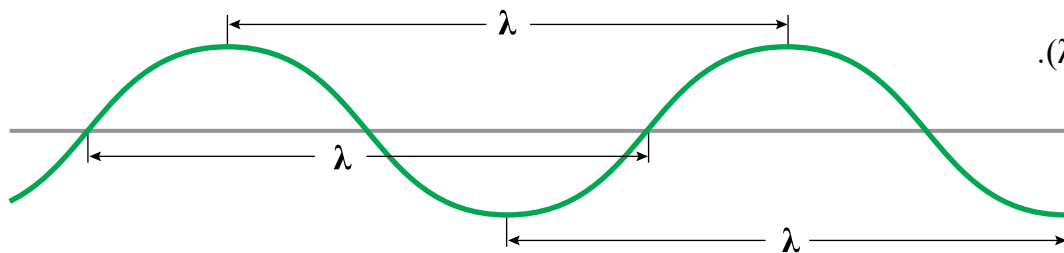


العالم ماكس بلانك.



العالم ألبرت أينشتاين.

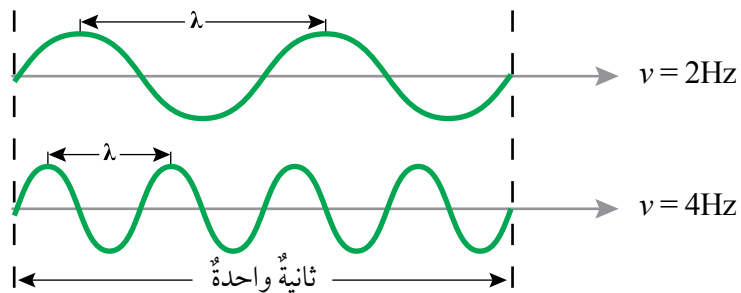
طول الموجة (Wavelength λ): المسافة الفاصلة بين قمتين متتاليتين، أو قاعين متتاليتين، وبوجه عام، فإن المسافة بين أي نقطتين متناظرتين ومتتاليتين تساوي الطول الموجي، وهي تُقاس بالمتر، أو النانومتر. والشكل (3) يبين طول الموجة.



الشكل (3):

طول الموجة (λ).

الشكل (4): التردد، وعلاقته بطول الموجة.
أقارن: أيهما أطول: الموجة الأولى أم
الموجة الثانية؟

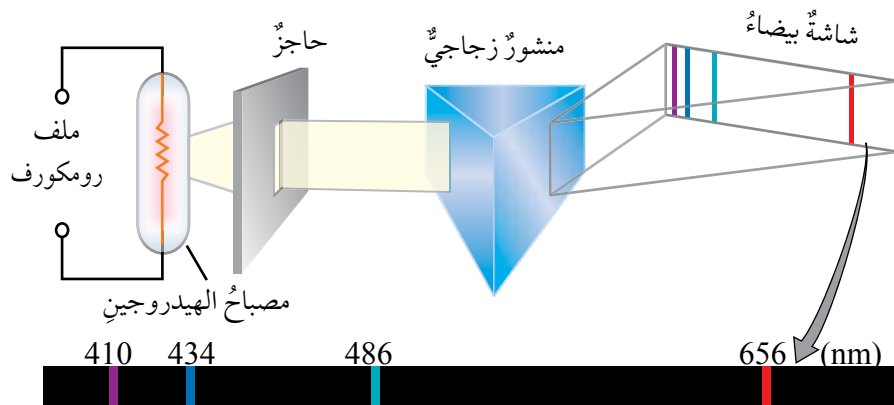


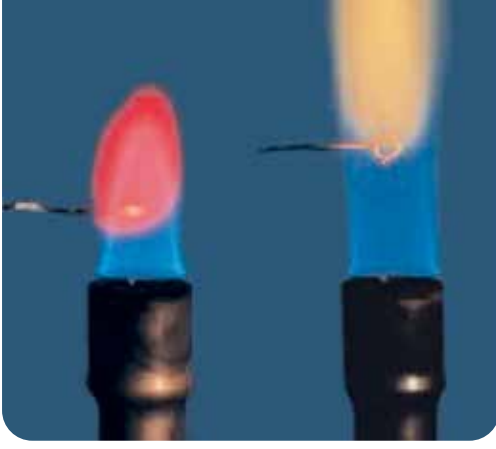
التردد (v) Frequency: عدد الموجات التي تمر بنقطة في ثانية، وهو يقاس بالهيرتز (Hz)، ويتناسب عكسياً مع طول الموجة. والشكل (4) يبين التردد، وعلاقته بطول الموجة.

الطيف الذري Atomic Spectrum

لاحظ العلماء أن ذرات العنصر تكتسب طاقة عند تسخينها بلهب أو عن طريق التفريغ الكهربائي، فتصبح في حالة عدم استقرار، وتسمى **الذرات المثارة Exited Atoms**، وأن الذرة لا تعود إلى حالة الاستقرار إلا بعد فقدتها الطاقة على شكل فوتونات. عند تحليل الضوء الصادر عن الذرات المثارة، مثل ضوء مصباح الصوديوم، أو ضوء مصباح الهيدروجين، تبين أنه يظهر على شكل عدد من الخطوط الملونة المتباعدة، التي يمتاز كل منها بطول موجة وتردد خاصين به، في ما يعرف باسم **الطيف الذري Atomic Spectrum**؛ لأنه صادر عن ذرات العناصر المثارة. ويعرف أيضاً باسم **الطيف الخطي Line Spectrum**، أو طيف الانبعاث الخطي Line Emission Spectrum. والشكل (5) يبين الطيف الخطي لذرة الهيدروجين.

الشكل (5): الطيف الخطي الناتج من تحليل ضوء مصباح الهيدروجين.





الشكل (6): لون لهب بعض العناصر .

الرَّبطُ بالحياة

صاعقُ البعوضِ والحشرات.

تتميَّزُ الحشراتُ بِقُدْرَتِها على رؤية الأشعة فوق البنفسجية، وغالبًا تنجذبُ الحشراتُ اللَّيْلِيَّةُ إلى مصادرِ الضَّوءِ التي تنبعثُ منها هذه الأشعة، وللقضاء على هذه الحشراتِ والتخلُّص منها طُوِّرتْ أنواعٌ عديدةٌ مِنَ الأجهزة التي تعتمدُ على هذا السلوك عند الحشرات، مثل صاعقِ البعوض، الذي يحتوي على مصباح يُطلِّقُ أشعةً فوق بنفسجية تجذبُ إليها الحشرات، فيجري حينئذٍ صعقُها كهربائيًا عن طريق أسلاكٍ عالية الجهد موضوعة بالقرب من المصباح.

ولكن، هل تتشابه الأطياف الخطيَّة للعناصر المختلفة؟
تحوَّل ذرَّاتُ العنصرِ إلى ذرَّاتٍ مُثارةٍ عندما تكتسبُ طاقة، ثمَّ لا تلبثُ أن تشعَّ هذه الطاقةُ على شكلِ ضوءٍ ذو تردِّداتٍ وأطوالٍ موجيةٍ محدَّدة؛ فمثلاً، يُظهرُ الصوديوم ضوءاً لونهُ أصفر، ويظهرُ الليثيوم ضوءاً لونهُ أحمر، أنظرُ الشكل (6). وعند تحليلِ الضوء الصادرِ عن ذرَّاتِ العناصرِ المُثارة يظهرُ طيفُ الانبعاثِ الخطيِّ، ويكونُ على شكلِ خطوطٍ ملونةٍ متباعدةٍ لكلِّ منها طولٌ موجيٌّ وتردِّدٌ محدَّدٌ يختلفُ باختلافِ العنصرِ، إذ إنَّ لكلِّ عنصرٍ طيفَ انبعاثٍ خطيًّا مميزًا (مثل بصمة إصبع الإنسان)، أنظرُ الشكل (7).



الطيف الخطيُّ للهيليوم



الطيف الخطيُّ للصوديوم



الطيف الخطيُّ للهيدروجين

الشكل (7): الطيف الخطيُّ لذرَّاتِ بعضِ العناصرِ .

يُذكرُ أنَّ الطيفَ الذرِّيَّ يُستخدَمُ على نطاقٍ واسعٍ في التحاليلِ الكيميائية لتعرُّفِ العناصرِ المكوِّنة للمركَّباتِ والموادِّ المختلفةِ، وكذلك في مجالِ التحاليلِ الطبية، والصناعية، والزراعية، وغيرها، وهو يُعدُّ الأساسَ الذي قامتْ عليه نظريةُ بور لذرةِ الهيدروجينِ.

أفكر: لماذا يختلفُ الطيفُ الذرِّيُّ من عنصرٍ إلى آخر؟

✓ **أنحقّق:** أقرّن بين الطيفِ المتصلِ والطيفِ الخطّيِّ.

التجربة 1

اختبار اللهب

- 4- **أجرّب.** أغمسُ سلكَ البلاتينِ في الماءِ المُقطَّرِ، ثمَّ أغمسه في كلوريدِ الصوديومِ ليلتقطَ بعضَ الملحِ.
- 5- **الاحظ.** أضعُ سلكَ البلاتينِ على اللهبِ لحرِّقِ الملحَ، فيظهر لونُ اللهبِ للعنصرِ. ما اللونُ الذي أشاهدهُ؟ أدوّنُ إجابتي في جدولٍ.

- 6- **أطبّق.** الخطوات السابقة على جميعِ الأملاح الأخرى التي وردَ ذكرها آنفاً، مُدَوِّناً في الجدولِ لونَ اللهبِ في كلِّ مرّةٍ.

التحليل والاستنتاج:

- 1- **أفسر.** اختلاف لونِ اللهبِ من عنصرٍ إلى آخر في المركَّباتِ السابقة؟
- 2- **استنتج.** اعتماداً على ألوانِ الطيفِ المرئيِّ، ما العلاقة بين لونِ اللهبِ وطاقته؟

الموادُّ والأدوات: كلوريدُ الصوديومِ، كلوريدُ الليثيومِ، كلوريدُ البوتاسيومِ، كلوريدُ الكالسيومِ، كلوريدُ النحاسِ (I)، سلكُ بلاتينٍ، محلولُ حمضِ الهيدروكلوريكِ المُخفَّفِ، موقدُ بنسن، ماءٌ مُقطَّرٌ، زجاجاتُ ساعةٍ عددها (5)، كأسٌ زجاجيةٌ.

إرشادات السلامة:

- اتباعُ إرشاداتِ السلامة العامة في المختبرِ.
- إشعالُ عودِ الثقابِ أو الولاعةِ قبلَ فتحِ غازِ بنسن.
- عدمُ لمسِ حمضِ الهيدروكلوريكِ، أو استنشاقِ بخاره.

خطوات العمل:

- 1- أضعُ في كلِّ زجاجةٍ ساعةٍ كميةً قليلةً من أحدِ الأملاح.
- 2- أشعلُ موقدَ بنسن، ثمَّ أتركه قريباً من مكانِ تنفيذِ الإجراءاتِ.
- 3- **أجرّب.** أغمسُ سلكَ البلاتينِ في محلولِ حمضِ الهيدروكلوريكِ لتنظيفه من أيِّ عوالقٍ، ثمَّ أضعه على اللهبِ بضعَ ثوانٍ.

فرضيات نظرية بور Bohr's Postulates Theory

تَمَكَّنَ العالمُ رذرفورد من وضع نموذج لتفسير بنية الذرة، أشار فيه إلى أن الذرة تتكوّن من نواة موجبة الشحنة، تتركز فيها معظم كتلة الذرة، وتدور حولها الإلكترونات السالبة في مسارات دائرية؛ ما يجعل الذرة متعادلة الشحنة الكهربائية.

أسهمت القوانين والنظريات الفيزيائية في إظهار قصور هذا النموذج؛ إذ أفادت بوجوب فقد الإلكترون الطاقة باستمرار في أثناء دورانه حول مركز مشحون؛ ما يعني أنه يدور في مسار يقل نصف قطره تدريجياً إلى أن يسقط في المركز. وبناءً على ما سبق، يُفترض أن تسقط الإلكترونات في النواة، وتهدم الذرة، لكن ذلك لا يحدث حقيقة؛ فالذرات باقية لا تهدم.

اعتمد العالم نيلز بور على النتائج التي توصل إليها العالمان بلانك وأينشتاين، ودرس ذرة الهيدروجين، وتوصل إلى نظرية تُفسر حركة الإلكترونات حول النواة من دون سقوطها في المركز. وقد تضمنت نظريته افتراضين، هما:

1 امتلاك الإلكترون مقداراً محدداً من الطاقة يساوي طاقة المستوى

الموجود فيه؛ ما يشير إلى وجود مستويات عدة للطاقة Energy Levels توجد فيها الإلكترونات، وتُعرف باسم المستويات الرئيسة للطاقة، ويُرمز إليها بالرمز (n) ، وتُستخدم فيها الأعداد $(1, 2, 3, 4, \dots, \infty)$. ويبيّن الشكل (8) مستويات الطاقة في ذرة الهيدروجين؛ حيث تساوي طاقة وضع الإلكترون في المستوى اللانهائي صفراً، وعندما يقترب من النواة يفقد الطاقة ويزداد انجذابه نحوها وتصبح طاقة وضعه أقل من الصفر (سالبة). يُمكن إيجاد طاقة المستوى الذي يوجد فيه الإلكترون باستخدام العلاقة الآتية:

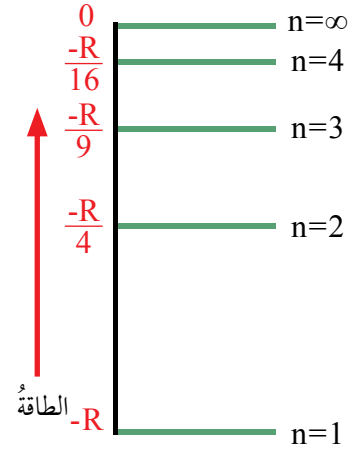
$$E_n = \frac{-R_H}{n^2}$$

حيث:

E_n : طاقة المستوى، وتُقاس بالجول (J).

R_H : ثابت ريد بيرغ ($R_H = 2.18 \times 10^{-18} \text{ J}$).

n : رقم المستوى الذي يوجد فيه الإلكترون.



الشكل (8): مستويات الطاقة في ذرة الهيدروجين.

أُستنتج العلاقة بين رقم المستوى الرئيس في ذرة الهيدروجين وفرق الطاقة بين المستويات.



العالم نيلز بور.



أَبْحَثْ في مصادر

المعرفة المناسبة عن فروض
نظرية بور لذرة الهيدروجين،
وحسابات الطاقة المرتبطة بها،
ثم أعد فيلماً قصيراً عن ذلك
باستخدام برنامج movie maker،
ثم أعرضه أمام زملائي / زميلاتي
في الصف.

2 تغيّر طاقة الإلكترون في الذرة عند انتقاله من مستوى طاقة إلى آخر، على النحو الآتي:

a - اكتساب إلكترون ذرة الهيدروجين مقداراً محدداً من الطاقة؛ ما يسمح له بالانتقال إلى مستوى طاقة أعلى.

b - انبعاث الضوء من الذرة في صورة وحدات من الطاقة (الكَم) تُسمى الفوتونات، وذلك عند انتقال الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل؛ ما يؤدي إلى نشوء طيف الانبعاث الخطّي.

وبهذا تمكّن بور من تفسير الطيف الخطّي لذرة الهيدروجين؛ إذ يكون فيها الإلكترون - في حالة الاستقرار - في مستوى الطاقة الأدنى ($n=1$)، ثم يقفز إلى مستوى طاقة أعلى عند اكتسابه مقداراً محدداً من الطاقة، ولكن سرعان ما يعود الإلكترون إلى حالة الاستقرار من جديد؛ بفقدانه مقادير محددة من الطاقة (الفوتونات) على شكل إشعاعات ضوئية، لكل منها طول موجة خاص به.

يمكن حساب فرق الطاقة ΔE بين المستويين اللذين انتقل بينهما الإلكترون باستخدام المعادلة الآتية:

$$|\Delta E| = |E_{n_2} - E_{n_1}|$$

حيث:

n_2 : المستوى الذي انتقل إليه الإلكترون (المستوى النهائي).

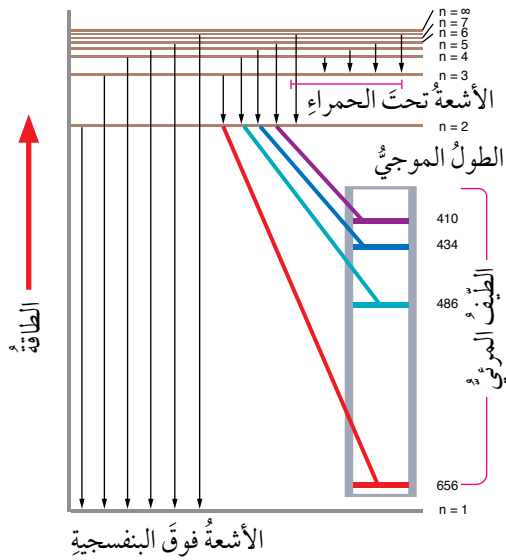
n_1 : المستوى الذي انتقل منه الإلكترون (المستوى الابتدائي).

$$|\Delta E| = \left(\frac{-R_H}{n_2^2} \right) - \left(\frac{-R_H}{n_1^2} \right)$$

وبتعويض طاقة المستوى في العلاقة السابقة، فإن:

$$|\Delta E| = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

يمكن إعادة ترتيب هذه العلاقة بحيث تصبح على النحو الآتي:



الشكل (9):

خطوط الطيف المنبعثة من ذرة الهيدروجين.

أفكر: ما عدد خطوط الطيف الناتجة عند عودة إلكترون ذرة الهيدروجين من المستوى السادس إلى المستوى الأول؟

يُبين الشكل (9) خطوط الطيف الناتجة عند عودة الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل في ذرة الهيدروجين، ويلاحظ أن بعض هذه الخطوط تقع ضمن الطيف المرئي، وأن بعضها الآخر يقع في منطقة الطيف غير المرئي، تبعاً لطاقته، وطول موجته.

المثال 1

أحسب طاقة المستوى الرابع في ذرة الهيدروجين في الشكل (9).

الحل:

$$E_n = \frac{-R_H}{n^2}$$

$$E_4 = - \frac{2.18 \times 10^{-18}}{4^2}$$

$$E_4 = -0.136 \times 10^{-18} \text{ J}$$

المثال 2

أحسب طاقة الإشعاع المنبعثة من ذرة الهيدروجين المثارة عند عودة الإلكترون من المستوى الرابع إلى المستوى الأول.

الحل:

$$n_1=1, \quad n_2=4$$

$$|\Delta E| = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\begin{aligned}
 |\Delta E| &= 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2} \right) \\
 &= 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{16}{16} - \frac{1}{16} \right) \\
 &= 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{15}{16} \right) = 2.04 \times 10^{-18} \text{ J}
 \end{aligned}$$

✓ **أتحقق:**

- 1- أحسب طاقة كل من المستوى الأول، والثاني، واللانهائي (∞) في ذرة الهيدروجين.
- 2- أحسب تردد الضوء المنبعث من ذرة هيدروجين مثارة في المستوى السادس عند عودة الإلكترون إلى المستوى الأول؟

مراجعة الدرس

- 1- الفكرة الرئيسة: أوضّح فروض نظرية بور؟
- 2- أوضّح: ما المقصود بالطيف الذري؟
- 3- **أصنّف** الأمواج الضوئية الآتية إلى طيف مرئي، وآخر غير مرئي:
 - الأشعة تحت الحمراء.
 - أمواج الراديو.
 - الضوء الأصفر.
 - الأشعة فوق البنفسجية.
 - الأشعة الزرقاء.
- 4- **أستخدم الأرقام:** أحسب طاقة موجة الضوء المنبعثة من ذرة الهيدروجين المثارة عند عودة الإلكترون من المستوى الخامس إلى المستوى الثالث.
- 5- **أستخدم الأرقام:** إذا كانت طاقة الإشعاع المنبعثة من ذرة هيدروجين مثارة عند عودتها إلى حالة الاستقرار ($1.93 \times 10^{-18} \text{ J}$)، أحسب رقم مستوى الطاقة الأعلى؟
- 6- **أطرح سؤالاً** إجابه: ستة خطوط طيفية.

Wave Mechanical Theory النظرية الميكانيكية الموجية

تمكّن بور من تفسير الطيف الذري للهيدروجين، لكنّه لم يتمكن من تفسير أطيف ذرات العناصر الأخرى؛ لذا توالّت تجارب العلماء لمعرفة طبيعة الإلكترون. وقد توصّل العالم الفرنسي دي برولي De Broglie إلى وجود خصائص مزدوجة للإلكترون (موجية-مادية)، ثم وضع العالم النمساوي شرودنغر Schrodinger تصوّرًا جديدًا عن حركة الإلكترون الموجية حول النواة، سمّاه النموذج الميكانيكي الموجي للذرة، وأشار إلى أنّ أكبر احتمال لوجود الإلكترون هو في منطقة حول النواة تُشبه السحابة، أطلق عليها اسم **الفلك Orbital**، كما في الشكل (10).

وبذلك وضع شرودنغر معادلة رياضية سُمّيت **المعادلة الموجية Wave Equation**، ونتج من حلّها ثلاثة أعداد عُرِفَتْ باسم **أعداد الكم Quantum Numbers**. وهي أعداد الكم: الرئيس، والفرعي، والمغناطيسي.

الفكرة الرئيسة:

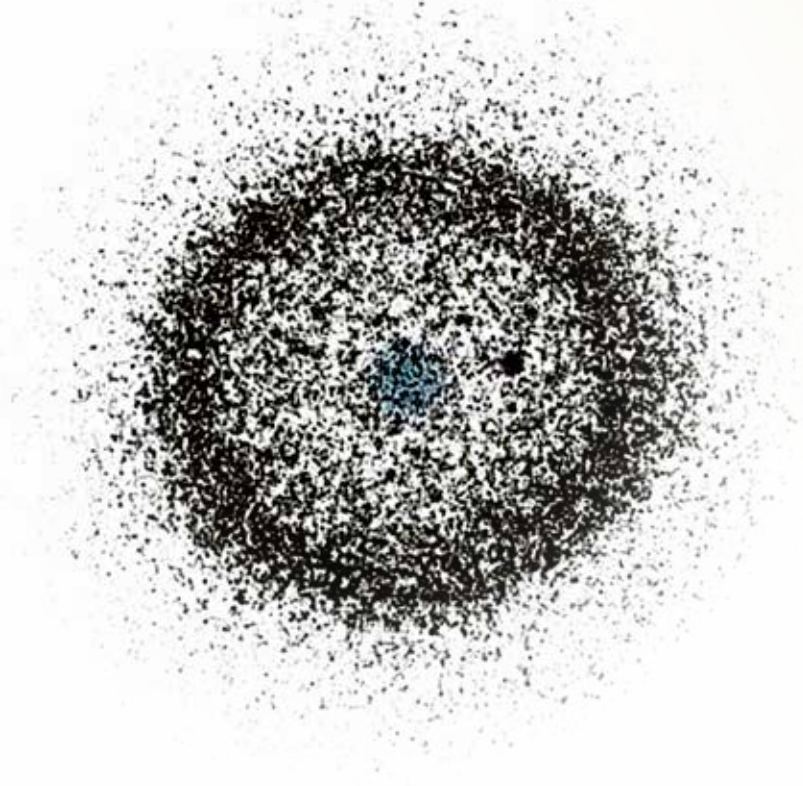
يُمكن وصف وجود الإلكترون حول النواة، وطاقته، وشكل الفلك فيه باستخدام أعداد الكم.

نتائج التعلم:

- استكشف الذرة، ومراحل تطورها.
- استدل على الصفات المُميّزة للعناصر عن طريق أعداد الكم الأربعة.

المفاهيم والمصطلحات:

الفلك Orbital
المعادلة الموجية Wave Equation
أعداد الكم Quantum Numbers
مبدأ الاستبعاد لباولي Pauli Exclusion Principle



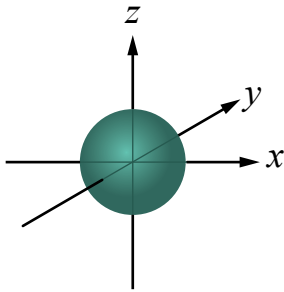
الشكل (10): نموذج للسحابة الإلكترونية.

أعداد الكم Quantum Numbers

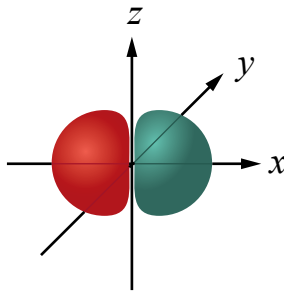
عدد الكم الرئيس Principal Quantum Number (n)

يمثل عدد الكم الرئيس مستوى الطاقة الرئيس، ومُعدَّل بُعْدِهِ عن النواة، وتكون قيمه صحيحة موجبة ($n=1,2,3,4,\dots,\infty$). فالمستوى الرئيس الأول ($n=1$) -مثلاً- هو الأقرب إلى النواة، وأقل المستويات طاقةً، وكلما ازدادت قيمة (n) ازداد بُعد المستوى عن النواة، وازداد حجمه وطاقته. وبذلك، فإن عدد الكم الرئيس (n) يرتبط بحجم المستوى، ومُعدَّل بُعْدِهِ عن النواة.

الشكل (11): أشكال أفلاك المستويات الفرعية.



أ - شكل الفلك (s).



ب - شكل الفلك (p).

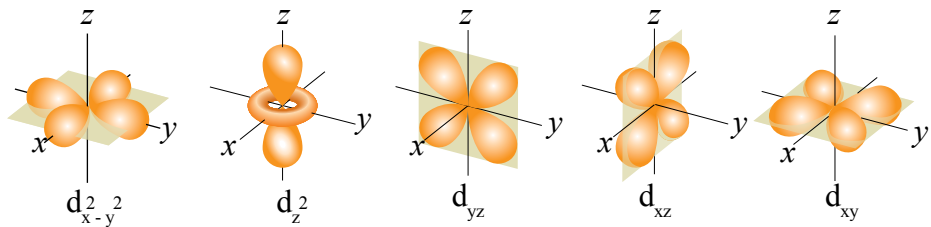
✓ **أتحقّق:** أيهما أكبر حجمًا: المستوى ($n=3$) أم المستوى ($n=4$)؟

عدد الكم الفرعي Lateral Quantum Number (l)

يتكوّن مستوى الطاقة الرئيس (n) من مستويات طاقة فرعية، عددها يساوي رقم المستوى (n). فالمستوى الرئيس الأول ($n=1$) يتكوّن من مستوى فرعي واحد يُرمز إليه بالحرف (s)، والمستوى الرئيس الثاني ($n=2$) يتكوّن من مستويين فرعيين يُرمز إليهما بالحرفين: (s, p)، والمستوى الرئيس الثالث ($n=3$) يتكوّن من ثلاثة مستويات فرعية يُرمز إليها بالأحرف: (s, p, d)، والمستوى الرئيس الرابع ($n=4$) يتكوّن من أربعة مستويات فرعية يُرمز إليها بالأحرف: (s, p, d, f).

يأخذ عدد الكم الفرعي (l) قيمًا تتراوح بين 0 و ($n-1$)؛ فقيمة (l) للمستويات الفرعية الآتية هي: ($s=0$)، ($p=1$)، ($d=2$)، ($f=3$).

لعدد الكم الفرعي (l) خاصية تحديد الشكل العام للفلك؛ فالمستوى الفرعي (s) كروي الشكل، وأفلاك المستوى الفرعي (p) شكلها (∞)، أمّا أشكال المستويين: (f, d) فهي أكثر تعقيدًا. ويبيّن الشكل (11/أ، ب، ج) أشكال أفلاك المستويات الفرعية: (d, p, s).



ج - شكل الفلك (d).

عدد الكم المغناطيسي (m_l) Magnetic Quantum Number (m_l)
 يشير عدد الكم المغناطيسي إلى أن المستوى الفرعي يتكوّن من
 أفلاك؛ فالمستوى الفرعي (s) يتكوّن من فلك واحد، والمستوى
 الفرعي (p) يتكوّن من ثلاثة أفلاك متعامدة (p_x, p_y, p_z)، والمستوى
 الفرعي (d) يتكوّن من خمسة أفلاك، في حين يتكوّن المستوى الفرعي
 (f) من سبعة أفلاك.

لعدد الكم المغناطيسي خاصية تحديد الاتجاه الفراغي للفلك؛
 فالمستوى الفرعي (p) يتكوّن من ثلاثة أفلاك متماثلة من حيث الشكل
 والحجم والطاقة في المستوى الرئيس الواحد، ومختلفة في اتجاه محاورها
 (نسبة إلى بعضها) حول النواة. ويبيّن الشكل (12) الاتجاه الفراغي لأفلاك
 المستوى الفرعي (p) الثلاثة (p_x, p_y, p_z) المتعامدة.

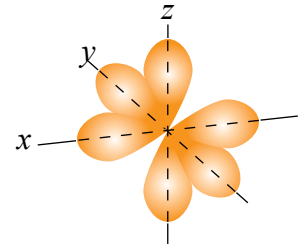
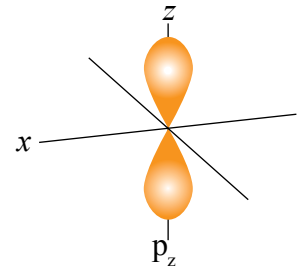
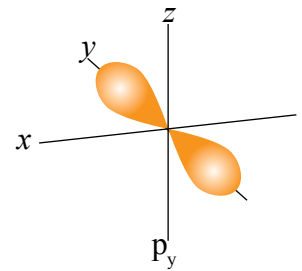
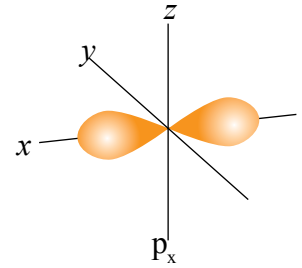
يأخذ عدد الكم المغناطيسي (m_l) قيمًا من $(+l \leftarrow 0 \leftarrow -l)$ ؛
 فالمستوى الفرعي (s) يتكوّن من فلك واحد له قيمة كمية واحدة (0)،
 والمستوى الفرعي (p) يتكوّن من ثلاثة أفلاك (p_x, p_y, p_z) قيمها الكمية:
 $(-1, 0, +1)$ والمستوى الفرعي (d) يتكوّن من خمسة أفلاك قيمها الكمية:
 $(-2, -1, 0, +1, +2)$ والمستوى الفرعي (f) يتكوّن من سبعة أفلاك قيمها
 الكمية: $(-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3)$.
 يمكن اشتقاق العلاقة بين رقم المستوى الرئيس (n) وعدد الأفلاك
 فيه، حيث:

$$\text{عدد الأفلاك في المستوى الرئيس} = n^2.$$

فمثلاً؛ عدد الأفلاك في المستوى الرئيس الثاني ($n=2$) يساوي
 أربعة أفلاك.

✓ **أتحقّق:** ما عدد الأفلاك في المستوى الرئيس الثالث؟

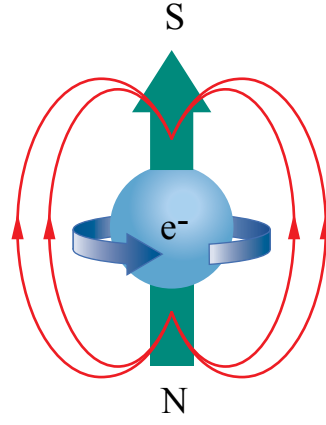
الشكل (12): الاتجاه الفراغي
 لأفلاك المستوى الفرعي (p).



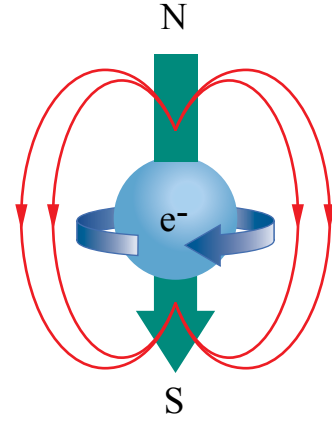
أفلاك (p) مجتمعة.

الشكل (13): الدوران
المغزلي للإلكترون.

أفسر سبب ظهور الخطوط المنحنية
الحمراء في الشكل، واختلاف اتجاهها.



$$m_s = +\frac{1}{2}$$



$$m_s = -\frac{1}{2}$$



العالم باولي.

عدد الكم المغزلي (m_s) Spin Quantum Number

يوجد عدد كم رابع، اقترح العلماء إضافته إلى أعداد الكم الثلاثة الناتجة من حل معادلة شرودنغر، هو عدد الكم المغزلي (m_s)، الذي يشير إلى اتجاه دوران (أو غزل) الإلكترون؛ إذ يدور الإلكترون حول نفسه، فضلاً عن دورانه حول النواة. فعند وجود إلكترونين في الفلك نفسه، فإن كلا منهما سيدور حول نفسه باتجاه معاكس لدوران الإلكترون الآخر، وينشأ عن ذلك تولد مجالين مغناطيسيين متعاكسين في الاتجاه، ومتجاذبين مغناطيسياً؛ ما يقلل التنافر الكهربائي بين الإلكترونين، وهذا يفسر سبب استقرار الإلكترونين في الفلك نفسه بالرغم من أنهما يحملان الشحنة نفسها. ويبين الشكل (13) الدوران المغزلي للإلكترون حول نفسه.

يأخذ عدد الكم المغزلي (m_s) القيم الكمية $(+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2})$.

أعداد الكم الأربعة للإلكترونين في الفلك S.				الجدول (1):
m_s	m_l	ℓ	n	عدد الكم رقم الإلكترون
$+1/2$	0	0	1	1
$-1/2$	0	0	1	2

الجدول (2): السعة القصوى من الإلكترونات التي تستوعبها أفلاك المستوى الفرعي.		
المستوى الفرعي	عدد الأفلاك	السعة القصوى من الإلكترونات
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14



أَبْحَثْ في مصادر

المعرفة المناسبة عن النموذج الميكانيكي الموجي للذرة وأعداد الكم الناتجة عنها، ثم أعد فيلماً قصيراً عن ذلك باستخدام برنامج movie maker، ثم عرضه أمام زملائي/ زميلاتي في الصف.

بعد تعرّف أعداد الكم الأربعة، أصبح ممكناً تحديد موقع الإلكترون وفقاً لهذه الأرقام، واتجاهها المغزلي. ويبيّن الجدول (1) أعداد الكم الأربعة لإلكترونين في الفلك s.

يُلاحظ من الجدول (1) أن الإلكترونين يتشابهان في ثلاثة أعداد كم (n, l, m_l) ويختلفان في عدد الكم المغزلي m_s ؛ إذ لا يوجد في الذرة نفسها إلكترونان لهما أعداد الكم الأربعة نفسها، وهذا يُعرف باسم **مبدأ الاستبعاد لبولي Pauli Exclusion Principle**، الذي ينص على "عدم وجود إلكترونين في الذرة نفسها، لهما نفس قيم أعداد الكم الأربعة"؛ إذ لا بد أن يختلفا في عدد كم واحد على الأقل. بناءً على ذلك، يُمكن استنتاج أن الفلك الواحد لا يستوعب أكثر من إلكترونين. أنظر الجدول (2) الذي يبيّن السعة القصوى من الإلكترونات التي تستوعبها أفلاك المستوى الفرعي.

أفكر: لماذا يوجد الإلكترونان في الفلك نفسه بالرغم من أنهما يحملان الشحنة نفسها؟

اعتماداً على الجدولين: (1)، و(2)، يُمكن استنتاج السعة القصوى من الإلكترونات التي يستوعبها المستوى الرئيس (n) ، ويُعبّر عنها بالعلاقة الآتية:

السعة القصوى من الإلكترونات التي يستوعبها المستوى الرئيس $2n^2$.
فمثلاً، السعة القصوى للمستوى الرئيس الثالث $(n=3)$ هي (2×3^2) ،
وتساوي (18) إلكترونًا.

✓ **أتحقّق:** ما دلالة كل عدد من أعداد الكم الرئيس، والفرعي، والمغناطيسي، والمغزلي؟

مراجعة الدرس

- 1- الفكرة الرئيسة: أوضِّح المقصود بكلِّ عددٍ من أعداد الكمِّ الرئيس، والفرعي، والمغناطيسي، والمغزلي.
- 2- أحدِّد الخاصية التي يشير إليها كلُّ عددٍ من أعداد الكمِّ: الرئيس، والمغناطيسي.
- 3- أحدِّد عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيس الرابع.
- 4- أحدِّد عدد أفلاك المستوى الفرعي (d).
- 5- **استنتج** السعة القصوى من الإلكترونات التي يستوعبها المستوى الرئيس ($n=4$).
- 6- **أفسر**: لا يمكن لإلكترون ثالث دخول فلكٍ يحوي إلكترونين.
- 7- **أتوقع**: هل يمكن لإلكترون ما في الذرة أن يتخذ أعداد الكم الآتية؟ أعزِّز إجابتي بالدليل.

أ - $n = 3$, $\ell = 2$, $m\ell = -3$, $m_s = \frac{-1}{2}$

ب - $n = 2$, $\ell = 0$, $m\ell = 0$, $m_s = \frac{+1}{2}$
- 8- **استنتج**: ما عدد الأفلاك في المستوى الرئيس المكوّن من ثلاثة مستويات فرعية؟
- 9- **استنتج** ما رقم مجموعة عنصر يقع في الدورة الثانية ومجموع عدد الكم المغزلي للإلكترونات تكافؤه (2.5).

الخلايا الكهروضوئية Photovoltaic Cells

يتزايد الطلب العالمي على الطاقة بوتيرة متسارعة نتيجة الانفجار السكاني والتقدم التكنولوجي؛ ما يحتم على الدول أن تبحث عن مصادر جديدة للطاقة أقل تكلفة. وقد تركّز الاهتمام على مصادر الطاقة المتجددة بوصفها بديلاً مناسباً لتلك الآخذة بالنفاد، مثل: النفط، والغاز الطبيعي.

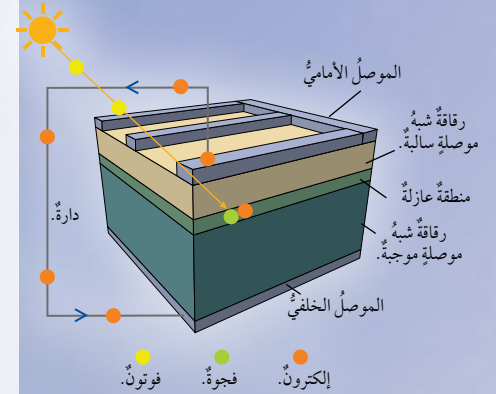
تعدّ الطاقة الشمسية أحد مصادر الطاقة المتجددة الواعدة التي يمكنها معالجة أزمة الطاقة مستقبلاً. وقد تطوّرت صناعة الطاقة الشمسية على نحو مضطرد في مختلف أنحاء العالم؛ نظراً إلى ارتفاع الطلب على الطاقة. وفي هذا السياق، سعى الأردن إلى استغلال هذا المصدر من الطاقة تلبيةً لحاجاته المتزايدة منها، فأطلق أكبر مشروع طاقة على مستوى المنطقة. أنظر الشكل المجاور.

إن تقنية الألواح الشمسية المعروفة باسم الفوتوفولتيك Photovoltaic (ذات الصلة باللوحات الكهروضوئية) تمثل حدثاً علمياً مهماً في مجال توليد الطاقة النظيفة غير المكلفة؛ إذ تستعمل هذه الألواح لتحويل ضوء الشمس إلى طاقة كهربائية مباشرة باستخدام موادّ شبه موصلة للتيار الكهربائي، مثل: السليكون، والجيرمانيوم الذي تُصنع منه الرقائق والألواح المكوّنة للخلية الكهروضوئية. ويبيّن الشكل المجاور تركيب الخلية الكهروضوئية.

تمتصّ الألواح المكوّنة للخلية فوتونات الضوء الساقطة عليها؛ ما يحفّزها إلى إطلاق الإلكترونات، في ما يُعرفُ بظاهرة التأثير الكهروضوئي، فتتجه هذه الإلكترونات نحو قطب الخلية السالب، في حين تتحرّك الأيونات الموجبة الناتجة إلى طبقة داخلية تُسمّى الفجوات الموجبة، ثم تتحرّك الإلكترونات من القطب السالب خلال موصل إلى الطبقة الموجبة؛ ما يولّد تياراً كهربائياً. ويمكن التحكم في فولتية الخلية والتيار المار بها عن طريق توصيل الخلايا التي يتراوح عددها بين (60) و (72) على التوالي، أو على التوازي.



مشروع الطاقة في الأردن الأكبر إقليمياً.



تركيب الخلية الكهروضوئية.

أبحاث في مصادر المعرفة المناسبة عن تركيب الخلايا الكهروضوئية وكيفية عملها، ثم أكتب تقريراً عن ذلك، ثم أناقشه مع زملائي / زميلاتي.

مراجعة الوحدة

6. أُعبرُ بدلالة (R_H) عن مقدار الطاقة اللازم لنقل الإلكترون من المستوى الثاني إلى المستوى الخامس في ذرة الهيدروجين.

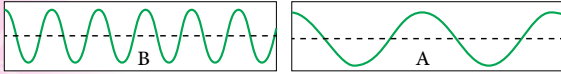
7. تستخدم الإذاعة الأردنية موجاتٍ عدّة ذات تردداتٍ متباينة في بثّها الموجّه إلى مناطقٍ مختلفة في الأردن، ومناطقٍ واسعة في مختلف أنحاء العالم. ومن هذه الترددات:

رقم الموجة	التردد	الموجة	منطقة استقبال البث
1	90MHz	FM	عمّان.
2	1035 KHz	AM	شمال الأردن، ووسطه، وجنوبه انتهاءً بالنقب.

أ. أجد الطول الموجي لكل تردد.

ب. أجد طاقة الفوتون لكل تردد.

ج. أيهما يُمثّل التردد لموجة FM: نموذج شكل الموجة A أم نموذج شكل الموجة B؟



8. **أستخدم الأرقام:** ذرة هيدروجين مثارة في مستوى مجهول، يتطلّب تحويلها إلى أيون موجب أن تُزوّد بكمية من الطاقة مقدارها ($0.11 R_H$) جول. أحسب رقم المستوى الذي يوجد فيه الإلكترون.

9. إذا كان طول موجة الإشعاع المرافق لعودة الإلكترون من مستوى بعيد إلى المستوى الأول في ذرة الهيدروجين هو (121) نانومتراً، فأجد:

أ. طاقة هذا الإشعاع.

ب. رقم المستوى الأعلى الذي عاد منه الإلكترون.

10. عدد الكم الرئيس لإلكترون ($n=3$):

أ. ما عدد المستويات الفرعية المحتملة؟

ب. ما عدد الأفلاك في هذا المستوى؟

ج. ما السعة القصوى من الإلكترونات التي يمكن أن يستوعبها هذا المستوى؟

د. ما قيم أعداد الكم الفرعية (l)؟

1. أوضّح المقصود بالمفاهيم والمصطلحات الآتية:

الطيف الكهرمغناطيسي، طيف الانبعاث الخطي، الطيف المتصل، الفوتون.

2. **أفسّر:** لماذا يحتوي طيف الانبعاث الخطي على كميات محدّدة من الطاقة بحسب نموذج بور؟

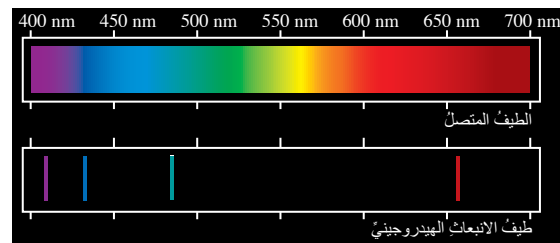
3. يُمثّل الشكل المجاور رسماً تخطيطياً لعدد من خطوط الطيف الصادرة عن ذرة هيدروجين مثارة. أدرس الشكل، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

أ. أجد طاقة الإشعاع التي يُمثّلها الرقم (2).
ب. **أتوقع** إذا كان طيف الإشعاع الذي يُمثّلها الرقم (3) يظهر في منطقة الضوء المرئي أم لا.

ج. **أستنتج** عدد خطوط الطيف جميعاً عند عودة الذرة إلى حالة الاستقرار.

4. **أستخدم الأرقام:** أحسب طاقة الإشعاع الصادرة عن ذرة الهيدروجين المثارة في المستوى الرابع عند عودة الإلكترون فيها إلى المستوى الثاني.

5. أدرس الشكل الآتي الذي يبيّن طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين، ثم أجب عن السؤالين التاليين:



أ. أجد رقم المستوى الذي ينتقل منه الإلكترون إذا كانت طاقة فوتون الضوء الناجمة عن انتقاله إلى المستوى الثاني هي ($0.21 R_H$) جول.

ب. **أستنتج** موقع هذا الخط ولونه ضمن الطيف المرئي لذرة الهيدروجين.

11. **أستنتج** رمز المستوى الفرعي ذي القيم الكمّية المُبيّنة في كلّ من الحالتين الآتيتين:
 أ. $n=2, l=0$
 ب. $n=4, l=1$
12. أضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة لكلّ جملة مما يأتي:
 1. النموذج أو الافتراض الذي يشير إلى وجود خصائص موجية للإلكترون، هو:
 أ. آراء بلانك وأينشتاين.
 ب. نموذج رذر فورد.
 ج. النموذج الميكانيكي الموجي.
 د. نموذج بور.
 2. الفكرة التي قدّمها بور عن الذرة، هي:
 أ. لكلّ فلك حجم، وشكل، واتجاه خاصّ به.
 ب. طاقة الإلكترون لا تتغيّر ما لم يُغادر مستواه.
 ج. للضوء طبيعة مزدوجة (مادية - موجية).
 د. لكلّ مستوى سعة محدّدة من الإلكترونات.
 3. الخاصية الفيزيائية المرتبطة بعدد الكمّ الفرعي، هي:
 أ. مُعدّل البُعد عن النواة.
 ب. الشكل العامّ للفلك.
 ج. الاتجاه الفراغي للفلك.
 د. اتجاه الغزل.
 4. تتماثل أفلاك (p) الثلاثة ضمن المستوى الرئيس الواحد نفسه في إحدى الخصائص الآتية ما عدا:
 أ. الاتجاه الفراغي.
 ب. الشكل.
 ج. الطاقة.
 د. السعة من الإلكترونات.
 5. عدد الأفلاك الكلي في المستوى الرئيس الثالث ($n=3$)، هو:
 أ. (3) أفلاك.
 ب. (6) أفلاك.
 ج. (9) أفلاك.
 د. (18) فلكاً.
6. أقصى عدد من الإلكترونات يستوعبه المستوى الرئيس الخامس ($n=5$)، هو:
 أ. (5) إلكترونات.
 ب. (10) إلكترونات.
 ج. (25) إلكترونات.
 د. (50) إلكترونات.
 7. يتحدّد الاتجاه الفراغي للفلك بعدد الكمّ:
 أ. الرئيس.
 ب. الفرعي.
 ج. المغناطيسي.
 د. المغزلي.
 8. عدد الكمّ الذي يحدّد الاتجاه الفراغي للفلك، هو:
 أ. الرئيس.
 ب. الفرعي.
 ج. المغناطيسي.
 د. المغزلي.
 9. أقصى عدد من الإلكترونات يستوعبه المستوى الفرعي ($4f$)، هو:
 أ. (10) إلكترونات.
 ب. (14) إلكترونات.
 ج. (6) إلكترونات.
 د. (14) إلكترونات.
 10. الرمز الذي يتعارض مع مبدأ باولي، هو:
 أ. ($4d^{12}$).
 ب. ($3s^1$).
 ج. ($2p^5$).
 د. ($4f^{12}$).
 11. عدد المستويات الفرعية المحتملة لوجود إلكترون في المستوى الرئيس الثالث، هو:
 أ. (3) مستويات.
 ب. (9) مستويات.
 ج. (12) مستوى.
 د. (16) مستوى.

التوزيع الإلكتروني والدورية

Electron Configuration and Periodicity

الوحدة

2



أَتأملُ الصورةَ

تترتَّبُ عناصرُ الجدولِ الدوريِّ في دوراتٍ ومجموعاتٍ وفقَ صفاتٍ مُحدَّدةٍ. فهلُ هناكُ علاقةٌ بينَ التوزيعِ الإلكترونيِّ وهذا الترتيبُ؟ ما الصفاتُ الدوريةُ للعناصرِ؟ هلُ هناكُ علاقةٌ بينَ موقعِ العنصرِ وخصائصه الدوريةِ؟

الفكرة العامة:

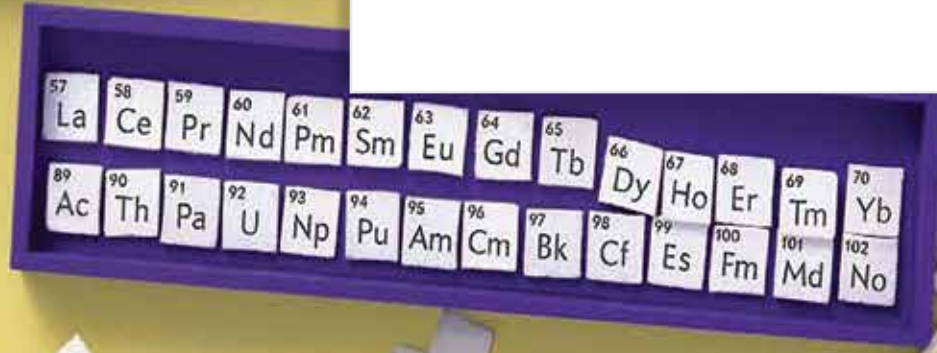
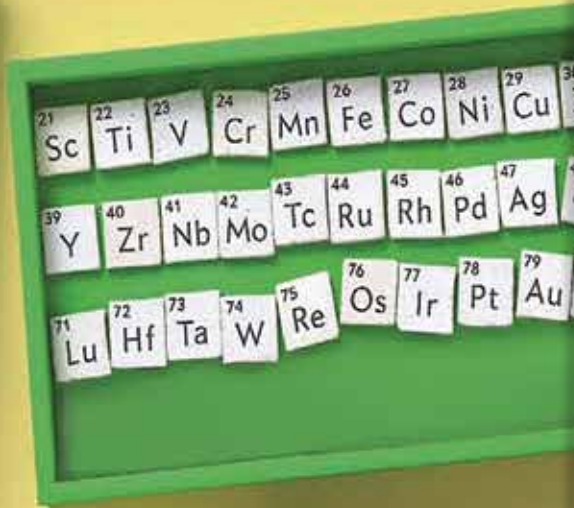
لكل ذرّة تركيب خاصّ بها يُحدّد خصائصها الفيزيائية والكيميائية.

الدرس الأول: التوزيع الإلكتروني للذرات.

الفكرة الرئيسة: تتوزّع الإلكترونات في كلّ مستوى وفق مبادئ تُحقّق الاستقرار للذرات، وتُحدّد الصفات العامة للعناصر.

الدرس الثاني: الخصائص الدورية للعناصر.

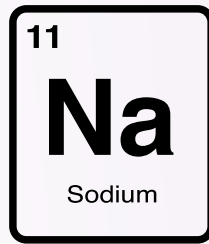
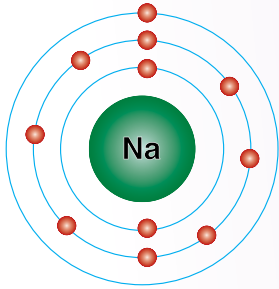
الفكرة الرئيسة: تملك العناصر عدداً من الصفات المرتبطة بتوزيعها الإلكتروني، وموقعها في الجدول الدوريّ.



نمذجة التوزيع الإلكتروني

المواد والأدوات: الجدول الدوري الحديث، بطاقات من الكرتون المقوى، أقلام، دبائيس ذوات رؤوس ملونة، لاصق.

خطوات العمل:



1 مستعيناً بالجدول الدوري، أصمّم وزملائي / زميلاتي بطاقات تعريفية للعناصر بحسب العدد الذري من (1) إلى (20) كما في الشكل.

2 أغرس الدبائيس في موقع الإلكترونات على بطاقة العنصر، وأميّز إلكترونات التكافؤ بلون مختلف في كل عنصر.

3 أدوّن لكل عنصر عدد المستويات الرئيسة، وعدد إلكترونات التكافؤ.

4 أعد أنا وزملائي / زميلاتي لوحةً جداريةً ألصق عليها البطاقات وفق ترتيب مشابه لترتيبها في الجدول الدوري.

التحليل والاستنتاج:

- 1 - ما الأسس التي اعتمد عليها في ترتيب البطاقات؟
- 2 - استنتج العلاقة بين رقم المستوى الرئيس وسعته من الإلكترونات.
- 3 - استنتج العلاقة بين عدد المستويات الرئيسة ورقم دورة العنصر في الجدول الدوري.
- 4 - استنتج العلاقة بين عدد إلكترونات المستوى الخارجي ورقم مجموعة العنصر في الجدول الدوري.
- 5 - كيف يمكن تحديد موقع العنصر في الجدول الدوري؟

مبادئ وقواعد التوزيع الإلكتروني للذرات

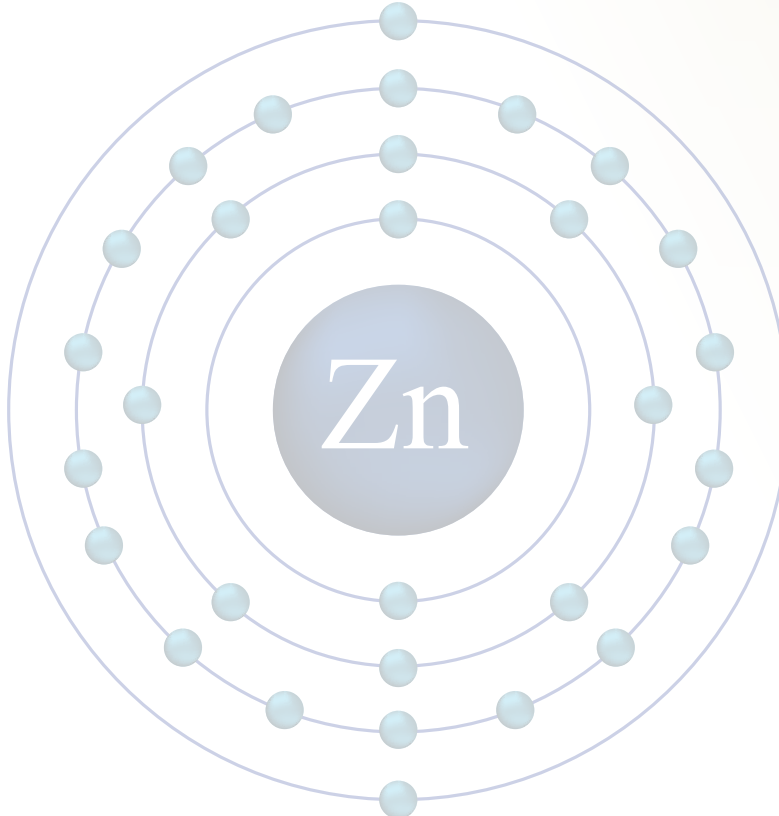
Principles of Electronic Configuration

تعرفتُ في ما سبق أنَّه يُمكنُ وصفُ الإلكترونِ وطاقتهِ ومُعدَّلِ بُعدهِ عنِ النواةِ باستخدامِ أعدادِ الكمِّ؛ ما يعني أنَّ الإلكتروناتِ تترتَّبُ في الذرَّةِ وفقَ مستوياتِ الطاقةِ المُختلفةِ، وهو ما يُعرَفُ

باسمِ **التوزيع الإلكتروني Electronic Configuration**.

عندَ البدءِ بعمليةِ توزيعِ الإلكتروناتِ على مستوياتِ الطاقةِ يجبُ مراعاةُ عددٍ منِ المبادئِ والقواعدِ التي تُحقِّقُ الاستقرارَ للذراتِ. فإضافةً إلى مبدأ الاستبعادِ لباولي، يراعى **العدد الذري Atomic Number**، وهو عددُ البروتوناتِ في نواةِ الذرَّةِ، أو عددُ الإلكتروناتِ في الذرَّةِ المُتعادلةِ.

في ما يأتي أبرزُ المبادئِ والقواعدِ التي يجبُ مراعاتُها في أثناءِ عمليةِ توزيعِ الإلكتروناتِ:



الفكرة الرئيسة:

تتوزَّعُ الإلكتروناتُ في كلِّ مستوى وفق مبادئ تُحقِّقُ الاستقرارَ للذراتِ، وتُحدِّدُ الصفاتِ العامةَ للعناصرِ.

نتائج التعلم:

أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَ لمجموعةٍ منِ العناصرِ وأيوناتها. أُحدِّدُ الصفاتِ المُميَّزةَ للعناصرِ بحسبِ توزيعِها. أوضِّحُ العلاقةَ بينَ موقعِ العنصرِ، وخصائصِهِ، وصفاتِهِ.

المفاهيم والمصطلحات:

التوزيع الإلكتروني

Electronic Configuration

العدد الذري Atomic Number

مبدأ أوفباو Aufbau

قاعدة هوند Hund's Rule

العناصرُ المُمثلةُ

The Representative Elements

العناصرُ الانتقاليةُ

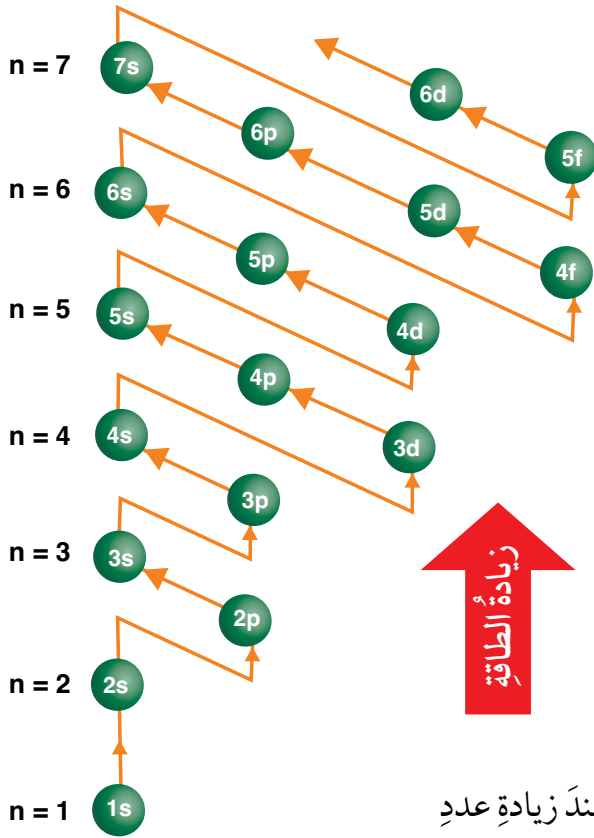
Transition Elements

طاقة التأين Ionization Energy

مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي Aufbau Principle

ينصُّ مبدأ أوفباو Aufbau على "امتلاء الأفلاك بالإلكترونات تبعاً لتزايد طاقتها، بحيث تُوزَّع الإلكترونات أولاً في أدنى مستوى للطاقة، ثم تُملأ المستويات العليا للطاقة". ويبيِّن الشكل (1) ترتيب المستويات الفرعية تصاعدياً بحسب طاقة كلٍّ منها.

الشكل (1): ترتيب الأفلاك بحسب الطاقة.



كلمة أوفباو aufbau
ألمانية الأصل، وتعني
البناء التصاعدي.

يُلاحظ من الشكل أنَّ طاقة المستويات الفرعية تزداد عند زيادة عدد الكمِّ الرئيس (n) ، وأنَّ المستويات تبدأ بالتداخل بعد المستوى الفرعي $3p$. بناءً على ذلك، يُمكن تحديد المستوى الفرعي الأقل طاقةً من مجموع $(n + l)$ ؛ إذ تُملأ الإلكترونات بالمستوى الفرعي الأقل مجموعاً $(n + l)$. فمثلاً، يُلاحظ أنَّ المستوى الفرعي $4s$ يُملأ بالإلكترونات قبل المستوى $3d$ ؛ لأنَّ مجموع القيم $(n + l)$ لهذا المستوى $4 (4 + 0 = 4)$ ، في حين أنَّ مجموعها $5 (3 + 2 = 5)$ للمستوى $3d$.

وفي حال كان مجموع $(n + l)$ متساوياً، فإنَّ المستوى الفرعي الأقل طاقةً (الذي سيُملأ أولاً) يكون الأقل قيمةً (n) . فمثلاً، مجموع $(n + l)$ هو 7 لكلٍّ من المستوى الفرعي $6p$ ، والمستوى الفرعي $5d$ ، ولكنَّ قيمة (n) للمستوى $5d$ أقلُّ منها للمستوى $6p$ ؛ لذا يُملأ المستوى $5d$ بالإلكترونات قبل المستوى $6p$.

يمكن تعبئة الإلكترونات في مستويات الطاقة الفرعية وفق الترتيب الآتي:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p.....

المثال 1

أي المستويين الفرعيين أقل طاقة: 5p أم 4f؟
الحل:

مجموع قيم $(n + \ell)$ للمستوى الفرعي 5p هو $(5+1=6)$ ، ومجموعها للمستوى الفرعي 4f هو $(4+3=7)$ ؛ لذا، فإن المستوى 5p هو الأقل طاقةً، ما يعني أنه سيُملأ بالإلكترونات قبل المستوى 4f.

المثال 2

أي المستويين الفرعيين أقل طاقة: 5f أم 7p؟
الحل:

مجموع قيم $(n + \ell)$ للمستوى الفرعي 5f هو $(5+3=8)$ ، وهو المجموع نفسه للمستوى الفرعي 7p $(7+1=8)$. ولأن قيمة n للمستوى الفرعي 5f هي الأقل؛ فهو الأقل طاقةً؛ لذا يُملأ بالإلكترونات قبل المستوى الفرعي 7p.

قاعدة هوند Hund's Rule

تنص قاعدة هوند على "توزع الإلكترونات بصورة منفردة على أفلاك المستوى الفرعي الواحد باتجاه الغزل نفسه، ثم إضافة ما تبقى من إلكترونات إلى الأفلاك باتجاه مغزلي معاكس". وهذا يُوفر الحد الأدنى من الطاقة، والقدر الأقل من التنافر بين الإلكترونات داخل أفلاك المستويات الفرعية.

ففي حال ملء أفلاك المستوى الفرعي p بالإلكترونات، فإنها تُوزع منفردة على الأفلاك (p_x, p_y, p_z) في اتجاه الغزل نفسه. وعند إضافة الإلكترون الرابع والإلكترون الخامس، فإنها تُضاف في اتجاه غزل معاكس، أنظر الشكل (2) الذي يبين خطوات توزيع خمسة إلكترونات على أفلاك p الفرعية بحسب قاعدة هوند. تطبق قاعدة هوند أيضًا عند توزيع الإلكترونات على أفلاك المستويين الفرعيين d و f.

يُحدد التوزيع الإلكتروني -وفق قاعدة هوند- عدد الإلكترونات المنفردة في أفلاك المستوى الفرعي الواحد. فمثلاً، يمتلك التروجين 7N ثلاثة إلكترونات منفردة موزعة على أفلاك P $\uparrow \uparrow \uparrow$ ، في حين

$\uparrow$	$\square$	$\square$	الخطوة 1:
$\uparrow$	$\uparrow$	$\square$	الخطوة 2:
$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	الخطوة 3:
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	الخطوة 4:
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	الخطوة 5:

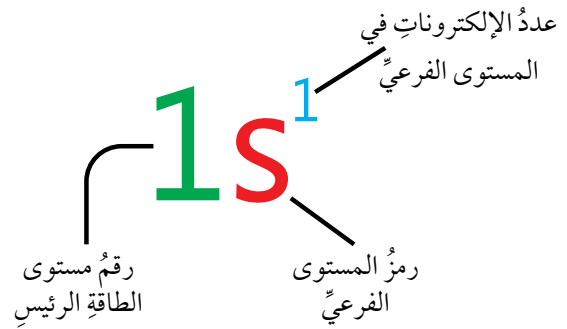
الشكل (2): توزيع
إلكترونات أفلاك p
بحسب قاعدة هوند.

يملك الحديد ${}_{26}\text{Fe}$ أربعة إلكترونات منفردة تتوزع على أفلاك المستوى d كالآتي: $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \uparrow$

من الأمثلة على التوزيع الإلكتروني ذرة الهيدروجين التي عددها الذري (1)، وتوزيعها ($1s^1$). أنظر الشكل (3) الذي يبين دلالة التوزيع الإلكتروني لذرة الهيدروجين.

أما التوزيع الإلكتروني لذرة الهيليوم (عددها الذري 2) فهو ($1s^2$). ولما كان المستوى الفرعي s لا يتسع لأكثر من إلكترونين، فإن وجود إلكترون ثالث - كما في ذرة الليثيوم التي عددها الذري 3 - سيؤدي إلى دخوله المستوى الذي يلي $1s^2$ ، وهو المستوى $2s$ ، فيصبح توزيعها $1s^2 2s^1$ ، وهكذا الحال لبقية الذرات؛ إذ تدخل الإلكترونات تباعاً في مستوياتها الفرعية. أنظر الجدول (1) الذي يبين التوزيع الإلكتروني لبعض ذرات العناصر.

الشكل (3): دلالة التوزيع الإلكتروني لذرة الهيدروجين.



التوزيع الإلكتروني لبعض ذرات العناصر.			الجدول (1):
التركيب الإلكتروني	العدد الذري	الرمز	العنصر
$1s^2 2s^2$	4	Be	البريليوم
$1s^2 2s^2 2p^1$	5	B	البورون
$1s^2 2s^2 2p^2$	6	C	الكربون
$1s^2 2s^2 2p^3$	7	N	النيتروجين
$1s^2 2s^2 2p^4$	8	O	الأكسجين
$1s^2 2s^2 2p^5$	9	F	الفلور
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	11	Na	الصوديوم
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	12	Mg	المغنيسيوم
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	13	Al	الألمنيوم



أبحاث في مصادر

المعرفة المناسبة عن مبدأ أوفباو للترتيب التصاعدي وقاعدة هوند، ثم أعد فيلماً قصيراً عن ذلك باستخدام برنامج السكراتش Scratch، ثم عرضه أمام زملائي/ زميلاتي في الصف.

التوزيع الإلكتروني لعدد من الغازات النبيلة.			الجدول (2):
التوزيع الإلكتروني	العدد الذري	رمز العنصر	العنصر النبيل
$1s^2$	2	He	الهيليوم Helium
$1s^2 2s^2 2p^6$	10	Ne	النيون Neon
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	18	Ar	الأرغون Argon
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$	36	Kr	الكربتون Krypton

التوزيع الإلكتروني بدلالة الغازات النبيلة

تمتاز ذرات عناصر الغازات النبيلة بالتوزيع الإلكتروني لأفلاك مستواها الخارجي $ns^2 np^6$ ، (ما عدا الهيليوم $1s^2$). ويبيّن الجدول (2) التوزيع الإلكتروني لعدد من الغازات النبيلة.

يُستفاد من هذا التوزيع في كتابة التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر الأخرى بدلالة الغازات النبيلة، وذلك باستبدال توزيع إلكترونات المستويات الداخلية ليحل محله رمز الغاز النبيل الذي يُماثلها في التوزيع، أنظر الجدول (3) الذي يبيّن التوزيع الإلكتروني لعدد من ذرات العناصر.

✓ **أتحقق:**

- أكتب التوزيع الإلكتروني لسبعة إلكترونات على أفلاك d الخمسة بحسب قاعدة هوند، مُحدّداً عدد الإلكترونات المنفردة.
- أرتّب المستويات الفرعية الآتية تصاعدياً وفق طاقتها: $5p, 3d, 6p, 5d, 7p$
- أكتب التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل لكل من الذرتين: N (عددها الذري 7)، و Si (عددها الذري 14).

الربط بالحياة

منطاد مملوء بغاز الهيليوم



يمتاز غاز الهيليوم He بكثافته المنخفضة مقارنةً ببقية الغازات، ويُعدُّ غازاً آمناً غير سام، وغير قابل للاشتعال أو الانفجار؛ نظراً إلى قلة نشاطه الكيميائي؛ لذا تُملأ به المناطيد، والبالونات الطائرة، والغوّاصات البحرية.

التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر بدلالة الغازات النبيلة.			الجدول (3):
التوزيع بدلالة العنصر النبيل	التوزيع الإلكتروني	العنصر	
[He] $2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^5$	Fluorine (F) الفلور	
[Ne] $3s^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Magnesium ($_{12}$ Mg) المغنيسيوم	
[Ne] $3s^2 3p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	Phosphorus ($_{15}$ P) الفسفور	
[Ar] $4s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	Potassium ($_{19}$ K) البوتاسيوم	

تصنيفُ العناصر Classifying Elements

بناءً على التوزيع الإلكتروني للعناصر، فإنه يمكن تصنيفها في الجدول الدوري؛ بغية تسهيل دراستها، ومعرفة خصائصها الكيميائية والفيزيائية. يتكوّن الجدول الدوري من (7) دوراتٍ تُمثل المستويات الرئيسة للطاقة حول النواة، ويضم أيضاً (18) مجموعة، بحيث ترتب العناصر المتشابهة في خصائصها الكيميائية في مجموعة واحدة. تُقسّم عناصر الجدول الدوري إلى قسمين رئيسين، هما:

العناصر الممثلة Representative Elements

يمثل الشكل (4) مجموعات العناصر الممثلة Representative Elements في الجدول الدوري، التي يُرمز إليها بالحرف A، وتضم (8) مجموعات تُمثلها الأرقام (1، 2، 13 - 18)، وقد تُمثلها أيضاً الأرقام اللاتينية. فمثلاً، يُعبّر عن المجموعة (18) بـ (VIII A)، وتعني المجموعة (8) في العناصر الممثلة.

الشكل (4): العناصر الممثلة في الجدول الدوري.

1 IA H Hydrogen 1.008 1	2 IIA He Helium 4.0026
3 Li Lithium 6.94	4 Be Beryllium 9.0122
11 Na Sodium 22.98976928	12 Mg Magnesium 24.305
19 K Potassium 39.0983	20 Ca Calcium 40.078
37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.62
55 Cs Caesium 132.90545196	56 Ba Barium 137.327
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)

13 IIIA B Boron 10.81	14 IVA C Carbon 12.011	15 VA N Nitrogen 14.007	16 VIA O Oxygen 15.999	17 VIIA F Fluorine 18.998	18 VIIIA Ne Neon 20.180
13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.085	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.06	17 Cl Chlorine 35.45	18 Ar Argon 39.948
31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.630	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.971	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.798
49 In Indium 114.82	50 Sn Tin 118.71	51 Sb Antimony 121.76	52 Te Tellurium 127.60	53 I Iodine 126.90	54 Xe Xenon 131.29
81 Tl Thallium 204.38	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)
113 Nh Nihonium (286)	114 Fl Flerovium (289)	115 Mc Moscovium (286)	116 Lv Livermorium (293)	117 Ts Tennessine (294)	118 Og Oganesson (294)

يُلاحظُ عندَ كتابةِ التوزيعِ الإلكترونيِّ لهذهِ العناصرِ أنَّ الإلكترونَ الأخيرَ يضافُ إلى أفلاكِ المستوى الفرعيِّ (s أو p)، حيثُ يشيرُ مجموعُ إلكتروناتِ (s و p) في المستوى الخارجيِّ إلى رقمِ مجموعةِ العنصرِ، ويشيرُ أعلى رقمٍ للمستوى الخارجيِّ (n) إلى رقمِ دورةِ العنصرِ في الجدولِ الدوريِّ. فمثلاً، إذا كانَ التوزيعُ الإلكترونيُّ لعنصرٍ هو $(1s^2 2s^2 2p^3)$ ، فإنَّ مجموعَ إلكتروناتِ المستوى الخارجيِّ $(2s 2p)$ هوَ (5)، فيكونُ رقمُ مجموعةِ العنصرِ هوَ (5A) في العناصرِ الممثلة، في حينِ يكونُ رقمُ دورةِ العنصرِ أعلى رقمٍ (n) في التوزيعِ، وهوَ (2). وعندَ البحثِ عنَ هذا العنصرِ في الجدولِ الدوريِّ يتبيَّنُ أنَّه التروجينُ N.

العناصرُ الانتقاليةُ Transition Elements

عناصرٌ تقعُ في وسطِ الجدولِ الدوريِّ، ويضافُ الإلكترونُ الأخيرُ في توزيعها الإلكترونيِّ إلى المستوى الفرعيِّ d أو f. وتقسَّمُ العناصرُ الانتقاليةُ Transition Elements إلى قسمينِ، انظر الشكل (5).

الشكلُ (5): العناصرُ الانتقاليةُ في الجدولِ الدوريِّ.

1A (1)	2A (2)											3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
1																	
2																	
3			3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	(8)	8B (9)	(10)	1B (11)	2B (12)					
4			21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn					
5			39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd					
6			57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg					
7			89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn					

العناصرُ الانتقاليةُ الداخليةُ

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

يتكوّن القسم الأوّل من هذه العناصر من (10) مجموعات في الجدول الدوريّ، كما في الشكل (5)، ويضاف الإلكترون الأخير في التوزيع الإلكتروني لذرات عناصرها إلى أفلاك المستوى الفرعيّ d.

أمّا القسم الثاني من هذه العناصر فيتكوّن من (14) مجموعة في الجدول الدوريّ، كما في الشكل (5)، ويطلق عليها العناصر الانتقالية الداخلية Inner Transition Elements، ويضاف الإلكترون الأخير في التوزيع الإلكتروني لذرات عناصرها إلى أفلاك المستوى الفرعيّ f.

يُبيّن الجدول (4) التوزيع الإلكتروني لعناصر الدورة الرابعة الانتقالية B، وأرقام مجموعاتهما. ويلاحظ من هذا الجدول أنّ رقم المجموعة بالنسبة إلى العناصر الانتقالية يساوي مجموع إلكترونات s في المستوى الخارجي (n)، ومجموع إلكترونات d (n-1) للمجموعات (3-7) B، بحسب القاعدة الآتية:

رقم المجموعة = إلكترونات nS + إلكترونات d (n-1).



قضية للبحث

يختلف التوزيع الإلكتروني لعنصر الكروم ^{24}Cr وعنصر النحاس ^{29}Cu عن توزيع بقية العناصر الانتقالية، أبحث في سبب هذا الاختلاف، ثمّ أناقشه مع زملائي/ زميلاتي.

التوزيع الإلكتروني لعناصر الدورة الرابعة الانتقالية.		
الجدول (4):	العنصر	رقم المجموعة
	Scandium (Sc) $_{21}$	3B
	Titanium (Ti) $_{22}$	4B
	Vanadium (V) $_{23}$	5B
	Chromium (Cr) $_{24}$	6B
	Manganese (Mn) $_{25}$	7B
	Iron (Fe) $_{26}$	8B
	Cobalt (Co) $_{27}$	8B
	Nickel (Ni) $_{28}$	8B
	Copper (Cu) $_{29}$	1B
	Zinc (Zn) $_{30}$	2B

الربط بالحياة استخدام التيتانيوم في الطب



يُعدُّ التيتانيوم ^{22}Ti فلزًا مهمًا من الناحية الاقتصادية والصناعية؛ نظرًا إلى صفاته التي جعلته منافسًا قويًا في العديد من المجالات الصناعية؛ إذ يمتاز بخفة وزنه، وصلابته الكبيرة، إضافةً إلى قلة نشاطه الكيميائي، وعدم تأثره بعوامل البيئة.

من المجالات التي يُستخدم فيها التيتانيوم على نطاق واسع الطب؛ إذ يدخل في صناعة المفصل البدلية، مثل مفصل الورك ومفصل الركبة، ويُستخدم في علاج الانزلاقات الغضروفية في العمود الفقري، ويدخل أيضًا في صناعة صفائح الجمجمة، وبراجي الأسنان، والفك الصناعي، وغير ذلك من الاستخدامات الطبية المهمة.

الشكل (6): تقسيم الجدول الدوري بحسب المستويات الفرعية الخارجية التي ينتهي بها التوزيع الإلكتروني.

وفي حال كان المجموع (8)، أو (9)، أو (10)، فإن رقم المجموعة يكون (8B) التي تضم (3) أعمدة؛ نظرًا إلى التشابه الكبير في خصائص عناصرها. أما المجموعتان (1B) و (2B) على الترتيب فيحدد رقم كل منهما بناءً على عدد إلكترونات s في المستوى الخارجي.

بعد تعرّف كيفية تحديد موقع العنصر في الجدول الدوري عن طريق التوزيع الإلكتروني، يُمكن أيضًا استخدام بنية الجدول الدوري في تعرّف التوزيع الإلكتروني للعنصر بناءً على موقعه في الجدول الدوري؛ إذ يلاحظ من الشكل (6) أن الجدول الدوري ينقسم إلى (4) أقسام، وأن كل قسم منها يضم عددًا من الأعمدة مساويًا لسعة المستويات الفرعية التي ينتهي بها التوزيع الإلكتروني. فمثلًا، العناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوى الفرعي s تقع ضمن العمودين: 1A و 2A، والعناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوى الفرعي p تقع ضمن الأعمدة (3A-8A)، وكذلك هو حال العناصر الانتقالية.

✓ **أتحقق:** أكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي يقع في:

1 - المجموعة الثانية A، والدورة الرابعة.

2 - المجموعة الخامسة B، والدورة الرابعة.

العناصر الممثلة															
1A														8A	
1s	2A													1s	
2s														2p	
3s														3p	
4s														4p	
5s														5p	
6s														6p	
7s														7p	

العناصر
الانتقالية
الداخلية

4f															
5f															

المثال 3

أكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر X الذي يقع في المجموعة السادسة A، والدورة الثالثة.
الحل:

بالرجوع إلى الشكل (6)، فإن المجموعة السادسة تُمثل العمود الرابع من منطقة p، وإن رقم الدورة يُمثل رقم المستوى الخارجي n، فيكون المستوى الخارجي $3p^4$ ، ويكون التوزيع الإلكتروني كما يأتي:
 $X : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

المثال 4

أكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر Y الذي يقع في المجموعة الخامسة B، والدورة الرابعة.
الحل:

بالرجوع إلى الشكل (6)، نجد أن العنصر موجود في العمود الثالث من المنطقة d؛ أي أن المستوى d لهذا العنصر يحتوي على ثلاثة إلكترونات، وبما أنه من الدورة الرابعة فإن توزيعه الإلكتروني ينتهي بـ $4s^2 3d^3$ ، ويكون التوزيع الإلكتروني كما يأتي:
 $Y : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

التوزيع الإلكتروني لأيونات العناصر

تميل ذرات العناصر إلى كسب الإلكترونات أو فقدها للوصول إلى توزيع إلكتروني يُشبه توزيع العناصر النبيلة، وتؤدي هذه العملية إلى تغيير في عدد الإلكترونات، ثم اختلاف في توزيعها الإلكتروني.

نشأ الأيونات الموجبة نتيجة فقد الإلكترونات من المستوى الخارجي للذرة. فمثلاً، التوزيع الإلكتروني لأيون الصوديوم هو $_{11}\text{Na}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6$ مقارنةً بالتوزيع الإلكتروني لذرة الصوديوم $_{11}\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ، في حين تضاف الإلكترونات المكتسبة في الأيونات السالبة إلى المستوى الخارجي للذرة. ومن الأمثلة على ذلك التوزيع الإلكتروني لأيون الكلوريد $_{17}\text{Cl}^- : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ مقارنةً بالتوزيع الإلكتروني لذرة الكلور $_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.



أبحث في مصادر المعرفة المناسبة عن تصنيف العناصر في الجدول الدوري، وتحديد مواقع بعضها فيه بالاعتماد على توزيعها الإلكتروني، ثم أعدّ فيلمًا قصيرًا عن ذلك باستخدام برنامج movie maker، ثم أعرضه أمام زملائي/زميلاتي في الصف.

المثال 5

أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَّ لأيونِ المغنيسيومِ ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$.

الحلُّ:

التوزيعُ الإلكترونيُّ للمغنيسيومِ هو ${}_{12}\text{Mg}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ، أما أيونُ المغنيسيومِ ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$ فيملكُ 10 إلكتروناتٍ؛ لأنَّه فقدَ إلكترونينِ للوصولِ إلى التوزيعِ الذي يُشبهُ التوزيعَ الإلكترونيَّ للعنصرِ النبيلِ، فيكونُ توزيعُهُ الإلكترونيُّ ${}_{12}\text{Mg}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6$ ، ويُمكنُ كتابةُ هذا التوزيعِ بدلالةِ العنصرِ النبيلِ ${}_{12}\text{Mg}^{2+}: [\text{Ne}]$.

المثال 6

أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَّ لأيونِ النتروجينِ ${}_{7}\text{N}^{3-}$.

الحلُّ:

التوزيعُ الإلكترونيُّ للنتروجينِ هو ${}_{7}\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$ ، أما أيونُ النتروجينِ ${}_{7}\text{N}^{3-}$ فينتجُ من كسبِ 3 إلكتروناتٍ، فيصبحُ عددُ الإلكتروناتِ 10 إلكتروناتٍ، ويكونُ توزيعُهُ الإلكترونيُّ: ${}_{7}\text{N}^{3-}: 1s^2 2s^2 2p^6$ ، أو ${}_{7}\text{N}^{3-}: [\text{Ne}]$.

تُكوِّنُ العناصرُ الانتقاليةُ أيوناتٍ موجبةً عندَ فقدِ عددٍ من الإلكتروناتِ؛ إذ إنَّها تفقدُ الإلكتروناتِ من المستوى الفرعيِّ s الخارجيِّ، ثمَّ من المستوى الفرعيِّ d.

المثال 7

أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَّ لأيونِ التيتانيومِ ${}_{22}\text{Ti}^{3+}$.

الحلُّ:

التوزيعُ الإلكترونيُّ لفلزِّ التيتانيومِ هو ${}_{22}\text{Ti}: [\text{Ar}] 4s^2 3d^2$ ، وفي حالِ فقدِ 3 إلكتروناتٍ (إلكترونانِ من المستوى 4s، وإلكترونٌ من المستوى 3d)، فإنَّه يتحوَّلُ إلى أيونِ التيتانيومِ ${}_{22}\text{Ti}^{3+}$ ، ويصبحُ توزيعُهُ الإلكترونيُّ: ${}_{22}\text{Ti}^{3+}: [\text{Ar}] 3d^1$.

✓ **أنتحقِّق:** أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَّ لكلِّ من الأيوناتِ الآتية: ${}_{26}\text{Fe}^{3+}$ ، ${}_{28}\text{Ni}^{2+}$ ، ${}_{16}\text{S}^{2-}$ ، ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$.

مراجعة الدرس

1 - الفكرة الرئيسة: أَوْضَحْ المقصودَ بكلِّ من: مبدأ أفباو، قاعدة هوند.

2 - أدرُسُ العناصرَ في الجدولِ الآتي، ثمَّ أجيبُ عن الأسئلة التي تليه:

العنصرُ	O	Al	Cl	Co	As
العددُ الذرِّيُّ	8	13	17	27	33

أ - أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَّ لكلِّ من هذه العناصر.

ب - **أستنتجُ** رقمَ الدورة ورقمَ المجموعة لكلِّ من هذه العناصر.

ج - أيُّ العناصرِ يُعدُّ عنصرًا انتقاليًّا؟ وأيُّها يُعدُّ عنصرًا ممثلًا؟

د - **أستنتجُ** عددَ الإلكتروناتِ المنفردة في ذرة كلِّ عنصرٍ من العناصرِ الآتية: O، Cl، Co.

هـ - **أستنتجُ** العددَ الذرِّيَّ لعنصرٍ يقعُ في الدورة الرابعة ومجموعةِ العنصرِ Cl.

و - **أستنتجُ** العددَ الذرِّيَّ لعنصرٍ يقعُ في المجموعة الثالثة ودورةِ العنصرِ O.

ز - أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَّ لكلِّ من الأيونين: Al^{3+} ، و As^{3-} .

3 - **أستنتجُ** العددَ الذرِّيَّ لعنصرٍ ينتهي التوزيعُ الإلكترونيُّ لأيونهِ الثنائيُّ السالبِ بالمستوى الفرعيِّ $3p^6$.

4 - **أستنتجُ** العددَ الذرِّيَّ لعنصرٍ ينتهي التوزيعُ الإلكترونيُّ لأيونهِ الثلاثيُّ الموجبِ بالمستوى الفرعيِّ $3d^4$.

5 - **السببُ والنتيجةُ**: لماذا يُعدُّ التوزيعُ الإلكترونيُّ لأيون $^{2+}_{12}Mg$ مُشابهًا لتوزيعِ الغازِ النبيلِ $^{10}_{10}Ne$ ؟

6 - **أُصدِرُ حُكمًا**: يتكوَّنُ المستوى الفرعيُّ الخارجِيُّ لعنصرٍ ما من أفلاكِ $(p_x p_y p_z)$ التي تحتوي

إلكترونين فقط، فإذا كان مجموعُ $(n+l)$ لهذا المُستوى يساوي (4)؛ فهل العددُ الذرِّيُّ لهذا

العنصر هو (5)؟

7 - **أطرحُ سؤالًا** إجابته: $[Ar] 3d^{10}$

الخصائص الدورية للعناصر

Periodic Properties of the Elements

تُقسَّم الكرة الأرضية إلى عددٍ من المناطق المختلفة بحسب المناخ السائد فيها. ويبيِّن الشكل (7) تقسيم المناطق تبعاً لاختلاف مناخها الذي يرتبط مباشرةً بموقعها الجغرافي؛ إذ تتشابه المناطق الواقعة ضمن دوائر العرض نفسها من حيث المناخ، في حين تتغير المناطق المناخية كلما اتجهنا من شمال الكرة الأرضية إلى جنوبها. وهذا يُشبه كثيراً العناصر الكيميائية؛ إذ إنها تمتاز بعددٍ من الخصائص الفيزيائية والكيميائية التي تُحدَّد بناءً على موقع العنصر في الجدول الدوري. فما هذه الخصائص؟ وكيف تتغير خلال المجموعات والدورات في الجدول الدوري؟

نصف القطر الذري Atomic Radius

يُعَدُّ الحجم الذري إحدى الخصائص المهمة التي تُحدِّد السلوك العام للذرات. ولما كانت الذرات تختلف في ما بينها، فإنه يُعبَّر عن أحجام ذرات الفلزات بمصطلح نصف القطر الذري Atomic Radius، وهو "نصف المسافة الفاصلة بين ذرتين متجاورتين في البلورة الصلبة لعنصر الفلز". ويُعبَّر عن أحجام ذرات اللافلزات بمصطلح نصف قطر التساهم. وهو "نصف المسافة بين نواتي ذرتي عنصر في الحالة الغازية بينهما رابطة تساهمية".

الفكرة الرئيسة:

تملك العناصر عدداً من الصفات المرتبطة بتوزيعها الإلكتروني، وموقعها في الجدول الدوري.

نتائج التعلم:

أنتبأ بدورية الصفات لعناصر الدورة والمجموعة في الجدول الدوري.

المفاهيم والمصطلحات:

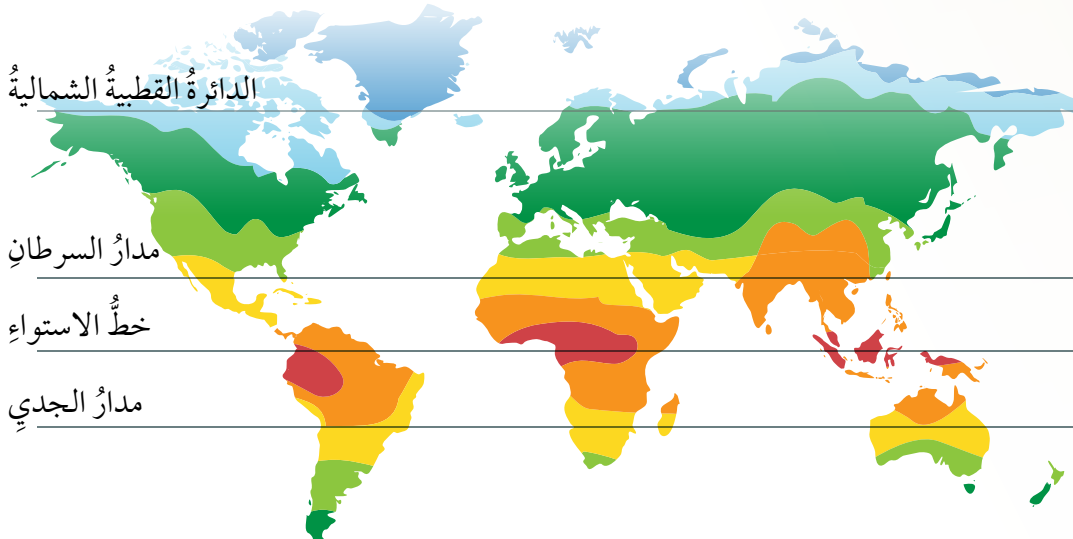
نصف القطر الذري Atomic Radius
شحنة النواة الفعالة

Effective Nuclear Charge

طاقة التأين Ionization Energy

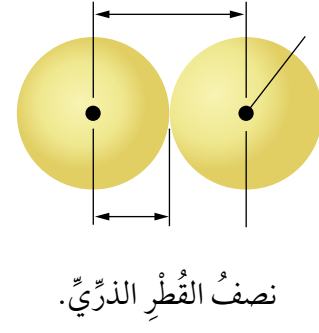
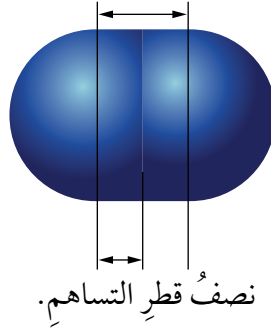
الألفة الإلكترونية Electron Affinity

السالبية الكهربائية Electron Negativity



الشكل (7): تقسيم العالم بحسب المناطق المناخية.

الشكل (8): نصف القطر الذري.



يقاس نصف القطر الذري بوحدة البيكومتر (pm).
أنظر الشكل (8).

يتغير نصف القطر والحجم الذري تدريجياً في الجدول الدوري؛ سواء أكان ذلك في الدورة الواحدة، أم في المجموعة الواحدة، تبعاً لعاملين اثنين، هما:

عدد الكم الرئيس (Principal Quantum Number (n):

يزداد نصف قطر الذرة والحجم الذري عند زيادة العدد الذري بالاتجاه من الأعلى إلى الأسفل في المجموعة الواحدة؛ نتيجة لزيادة عدد الكم الرئيس للمستوى الخارجي (n)، مع بقاء تأثير جذب النواة للإلكترونات المستوى الخارجي ثابتاً؛ ما يزيد من بُعد الإلكترونات الخارجية عن النواة فيزداد الحجم الذري.

شحنة النواة الفعالة Effective Nuclear Charge:

تعمل البروتونات الموجبة في النواة على جذب إلكترونات المستوى الخارجي (إلكترونات التكافؤ) نحوها، ويتأثر مقدار الجذب الفعلي للنواة الموجبة بفعل إلكترونات المستويات الداخلية (الإلكترونات الحاجبة)؛ إذ إنها تقلل من قدرة النواة على جذب الإلكترونات، وتُعرف القدرة الفعلية للنواة الموجبة على جذب إلكترونات التكافؤ بعد تأثير الإلكترونات الحاجبة **بشحنة النواة الفعالة Effective Nuclear Charge**. تزداد شحنة النواة الفعالة بزيادة العدد الذري بالاتجاه من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة، مع بقاء الرقم نفسه للمستوى الخارجي؛ ما يزيد من تأثير جذب النواة

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
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
Gs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

الشكل (9): نصف القطر والحجم الذري للذرات في الجدول الدوري.

أحد رموز العنصر الأكبر حجمًا.

لإلكترونات التكافؤ، فيزداد اقترابها من النواة، ويقل نصف القطر، ثم يقل الحجم الذري، أنظر الشكل (9).

✓ **أتحقق:**

أي الذرتين أكبر حجمًا: Be أم Ba؟

أي الذرتين أصغر حجمًا: S أم Al؟

المثال 8

أوضح أثر شحنة النواة الفعالة في أحجام ذرات العناصر الآتية: $_{11}\text{Na}$, $_{12}\text{Mg}$, $_{13}\text{Al}$.

الحل:

بناءً على التوزيع الإلكتروني لهذه العناصر: $\text{Na}: [\text{Ne}] 3s^1$, $\text{Mg}: [\text{Ne}] 3s^2$, $\text{Al}: [\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ ، يتبين أنها جميعاً من عناصر الدورة الثالثة، وأنها تتساوى في عدد المستويات الرئيسية، وفي عدد الإلكترونات الداخلية (الإلكترونات الحابطة)، وتختلف في عدد البروتونات الموجبة في النواة. فبروتونات الصوديوم Na هي أقلها عدداً؛ ما يعني أن الصوديوم أقلها قدرة على جذب إلكترونات المستوى الخارجي، أي أقلها شحنة نواة فعالة وأكبرها من حيث الحجم الذري، تليها بروتونات المغنيسيوم Mg. أما الألمنيوم فيملك العدد الأكبر من البروتونات الموجبة في النواة؛ ما يعني زيادة في شحنة نواتها الفعالة؛ أي زيادة في جذب إلكترونات المستوى الخارجي، فيقل حجمها الذري.

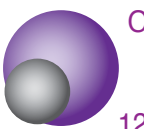
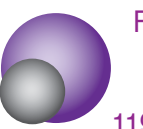
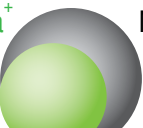
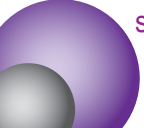
نصف القطر الأيوني Ionic Radius

تختلف أحجام الأيونات عن ذراتها تبعاً لإضافة الإلكترونات وفقدانها؛ إذ تقل أحجام الأيونات الموجبة مقارنةً بذراتها نتيجةً فقد الإلكترونات؛ ما يؤدي إلى تقليل عدد المستويات الرئيسة، وزيادة جذب النواة للإلكترونات في المستوى الخارجي.

أما الأيونات السالبة فتزداد أحجامها مقارنةً بأحجام ذراتها؛ إذ تؤدي عملية كسب الإلكترونات إلى زيادة عدد إلكترونات المستوى الخارجي، فيزيد التنافر بين الإلكترونات، مسبباً زيادةً في حجم الأيون السالب.

يُبين الشكل (10) العلاقة بين أحجام الأيونات الموجبة والأيونات السالبة مقارنةً بذراتها.

أفكر: أيُّهما أكبر حجماً:
أيون الفلوريد F^- أم أيون
الصوديوم Na^+ ؟ أبرر إجابتي.

Group 1	Group 2	Group 13	Group 16	Group 17
Li^+  90 134	Be^{2+}  59 90	B^{3+}  41 82	O^{2-}  73 126	F^-  71 119
Na^+  116 154	Mg^{2+}  86 130	Al^{3+}  68 118	S^{2-}  102 170	Cl^-  99 167
K^+  152 196	Ca^{2+}  114 174	Ga^{3+}  76 126	Se^{2-}  116 184	Br^-  114 182
Rb^+  166 211	Sr^{2+}  132 192	In^{3+}  94 144	Te^{2-}  135 207	I^-  133 206

الشكل (10): أحجام الأيونات الموجبة والأيونات السالبة وذراتها بوحدة (pm).

المثال 9

أقارن بين حجم ذرة عنصر البوتاسيوم ${}_{19}\text{K}$ وحجم أيونها الموجب K^+ .

الحل:

بناءً على التوزيع الإلكتروني لذرة البوتاسيوم: ${}_{19}\text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ، وتوزيع أيون البوتاسيوم: $\text{K}^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ، فإن توزيع إلكترونات هذه الذرة ينتهي بالمستوى الرئيس الرابع، وفي حال فقدتها إلكترونًا فإنها تتحول إلى أيون، ويصبح عدد المستويات الرئيسة الممتلئة بالإلكترونات 3 مستويات، وبذلك يصبح حجم أيون البوتاسيوم أصغر من حجم الذرة نفسها.

المثال 10

أقارن بين حجم ذرة عنصر الكلور ${}_{17}\text{Cl}$ وحجم أيونها السالب Cl^- .

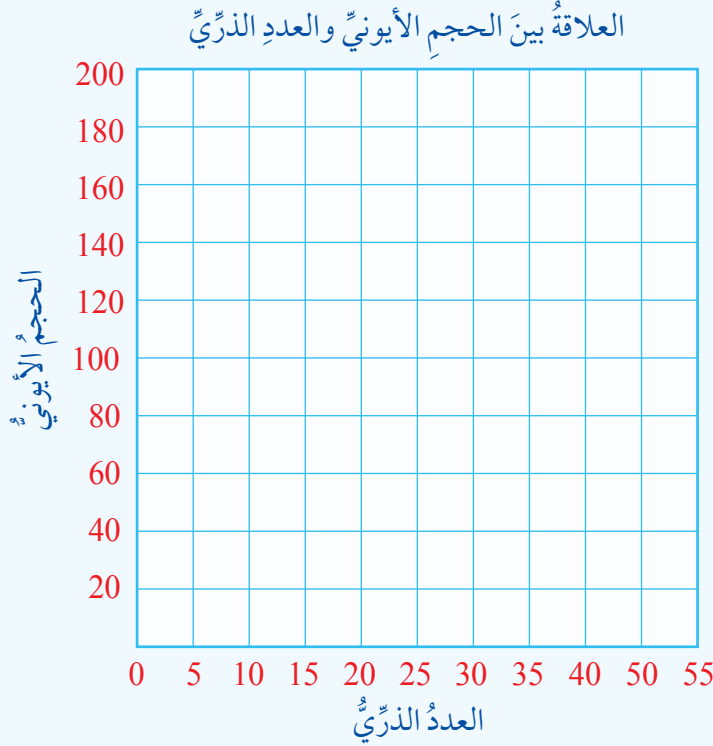
الحل:

بناءً على التوزيع الإلكتروني لذرة الكلور: $\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ، وتوزيع أيون الكلوريد: $\text{Cl}^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ، فإن كلاً من هذه الذرة وأيونها السالب يملك العدد نفسه من المستويات الرئيسة n ، وإن عدد إلكترونات المستوى الخارجي للأيون يزداد نتيجة كسب الإلكترونات؛ ما يؤدي إلى زيادة التنافر بينها، فيزداد حجم الأيون.

✓ أتتحقق:

- 1- أيُّهما أكبر حجمًا: ذرة الأكسجين O أم أيون الأكسيد O^{2-} ؟
- 2- أيُّهما أكبر حجمًا: ذرة الألمنيوم Al أم أيون الألمنيوم Al^{3+} ؟

الاتجاهات الدورية في الحجوم الأيونية



المواد والأدوات: ورق رسم بياني، أقلام تلوين.

خطوات العمل:

- 1- مُستخدِمًا قيم أنصاف أقطار الذرات والأيونات الواردة في الشكل (10)، أُحدّد على ورق الرسم البياني نقاطًا تُمثّل نصف القطر الأيوني مقابل العدد الذري.
- 2- أصِلْ بين النقاط الناتجة من عناصر الدورة الواحدة باستخدام قلم تلوين.
- 3- أصِلْ بين النقاط الناتجة من عناصر المجموعة الواحدة باستخدام قلم تلوين مختلف.

التحليل والاستنتاج:

1. **أقارن** بين حجم الذرة وأيونها الموجب، وحجم الذرة وأيونها السالب.
2. أصِفْ تغيّر نصف القطر الأيوني في الدورة الواحدة عن طريق الرسم البياني.
3. أصِفْ تغيّر نصف القطر الأيوني في المجموعة الواحدة عن طريق الرسم البياني.
4. **أفسّر** سبب التغيّر في حجوم الأيونات الموجبة والأيونات السالبة.
5. **أتوقّع** بحجم أيونات بعض العناصر غير تلك الواردة في الشكل (10) بناءً على الرسم البياني.

طاقة التأين Ionization Energy

إنَّ عمليةَ تحوُّلِ الذرَّةِ المُتعادِلةِ إلى أيونٍ موجبٍ عن طريقِ فقْدِها إلكترونًا واحدًا أو أكثرَ منَ إلكتروناتِ التكافؤِ تتطلَّبُ تزويدَ الذرَّةِ بطاقةٍ كافيةٍ لنقلِ الإلكترونِ إلى المستوى اللانهائي، حيثُ يفقدُ ارتباطَهُ بها، ولا يكونُ لها أيُّ تأثيرٍ فيه.

تُعبِّرُ هذهِ الطاقةُ عن قوَّةِ ارتباطِ الإلكترونِ بالنواةِ، وصعوبةِ نزعهِ منَ الذرَّةِ، وتُعدُّ مؤشِّرًا لنشاطِ العنصرِ في التفاعلاتِ الكيميائية، وتُعرفُ **بطاقةِ التأينِ Ionization Energy**، وهي "الحدُّ الأدنى منَ الطاقةِ اللازمةِ لنزعِ الإلكترونِ الأبعدِ عنِ النواةِ في الحالةِ الغازيةِ للذرَّةِ أو الأيونِ".

يُعبَّرُ عن طاقةِ التأينِ بالمعادلةِ الآتية:



يعتمدُ تحديدُ مقدارِ طاقةِ التأينِ على قوَّةِ التجاذبِ بينَ بروتوناتِ النواةِ والإلكتروناتِ؛ فكلِّما ازدادَ نصفُ القطرِ الذريُّ أصبحتِ الإلكتروناتُ أبعدَ عنِ النواةِ، وأقلَّ ارتباطًا بها، فيقلُّ مقدارُ طاقةِ التأينِ. وبزيادةِ شحنةِ النواةِ الفعَّالةِ (معَ بقاءِ عددِ مستوياتِ الطاقةِ ثابتًا) يزدادُ جذبُ النواةِ للإلكتروناتِ المستوى الخارجيِّ، ما يزيدُ منَ مقدارِ طاقةِ التأينِ. أنظرُ الشكلَ (11) الذي يبيِّنُ قيمَ طاقةِ التأينِ لعددٍ منَ العناصرِ.

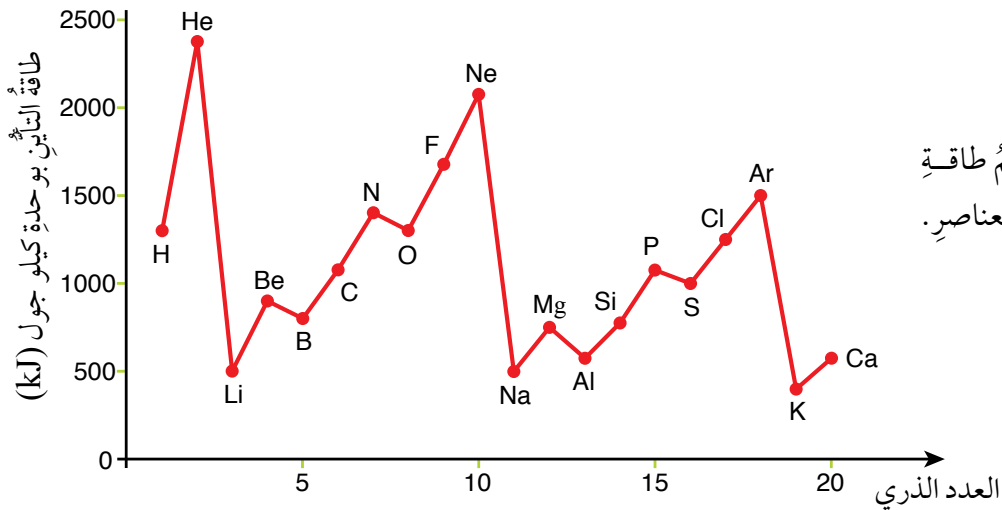
الربط بالرياضيات

توجدُ صلةٌ وثيقةٌ بينَ الصفاتِ الدوريةِ للعناصرِ الكيميائيةِ والأنماطِ في مبحثِ الرياضياتِ؛ إذ تتكرَّرُ الصفاتُ وفقَ تسلسلٍ مُحدَّدٍ في المجموعةِ الواحدةِ والدورةِ الواحدةِ، ويمكنُ التنبُّؤُ بصفةِ العنصرِ قياسًا على نمطِ التغيُّرِ في الدورةِ والمجموعةِ.



قائمة للبحث

أبحَثْ في مصادرِ المعرفةِ المناسبةِ عن سببِ ارتفاعِ طاقةِ تأينِ Mg مقارنةً بطاقةِ تأينِ Al، وأكتبْ تقريرًا حولَ ذلك وأعرضه أمامَ زملائي/ زميلاتي.



الشكل (11): قيمُ طاقةِ التأينِ لعددٍ منَ العناصرِ.

يُلاحظُ من الشكلِ زيادةُ قيمِ طاقةِ التأينِ للعناصرِ النبيلةِ مقارنةً بذراتِ العناصرِ الأخرى، وزيادةُ قيمِ طاقةِ التأينِ في الدورةِ الواحدةِ عامَّةً عندَ زيادةِ العددِ الذريِّ للعنصرِ، وانخفاضُ قيمِ طاقةِ التأينِ في المجموعةِ الواحدةِ عندَ الاتجاهِ من الأعلى إلى الأسفل؛ نظرًا إلى زيادةِ عددِ مستوياتِ الطاقةِ الرئيسةِ.

تفقدُ بعضُ العناصرِ أكثرَ من إلكترونٍ للوصولِ إلى تركيبٍ يُشبهُ تركيبَ العناصرِ النبيلةِ، ويختلفُ مقدارُ الطاقةِ اللازمةِ لنزعِ الإلكتروناتِ من الذرةِ نفسها، وتُعرفُ الطاقةُ اللازمةُ لنزعِ الإلكترونِ من الذرةِ المُتعادِلةِ بطاقةِ التأينِ الأولى، أمَّا الطاقةُ اللازمةُ لنزعِ الإلكترونِ من الأيونِ الأحاديِّ الموجبِ فتُسمى طاقةِ التأينِ الثانيةِ، وهكذا. يُعبَّرُ عن طاقةِ التأينِ الثانيةِ بالمعادلةِ الآتيةِ:



ويُعبَّرُ عن طاقةِ التأينِ الثالثةِ بالمعادلةِ الآتيةِ:



تزدادُ قيمُ طاقةِ التأينِ اللازمةُ لنزعِ الإلكترونِ من الأيوناتِ، فنجدُ أنَّ طاقةِ التأينِ الثانيةِ أعلى من طاقةِ التأينِ الأولى، وأنَّ طاقةِ التأينِ الثالثةِ أعلى من طاقةِ التأينِ الثانيةِ للعنصرِ نفسه؛ نظرًا إلى زيادةِ جذبِ النواةِ للإلكتروناتِ في الأيوناتِ.

✓ **أتحققُ:** أرتَّبُ العناصرَ الآتيةَ تبعًا لزيادةِ طاقةِ التأينِ:

.Li, C, Na, He, Ne

الألفةُ الإلكترونية Electron Affinity

عندَ إضافةِ إلكترونٍ إلى الذرةِ، فإنَّه يدخلُ أحدَ مستوياتِ الطاقةِ في الذرةِ، ويخضعُ لقوَّةِ جذبِ النواةِ، فتقلُّ طاقةُ وضعِهِ؛ ما يُسبِّبُ انبعاثَ مقدارٍ مُعيَّنٍ من الطاقةِ، فتتغيَّرُ طاقةُ الذرةِ بوجهٍ عامٍّ للوصولِ إلى حالةِ الحدِّ الأدنى من الطاقةِ، وإلى الحالةِ التي هي أكثرُ استقرارًا.

يُطلقُ على مقدارِ التغيُّرِ في الطاقةِ المُقتَرِنِ بإضافةِ إلكترونٍ إلى الذرةِ

أفكر: قيمُ طاقةِ التأينِ للمغنيسيوم ^{12}Mg بوحدة (kJ) هي كما يأتي:
ط₁ = 738، ط₂ = 1451،
ط₃ = 7730، ط₄ = 10540.
a. أكتبُ معادلةً تُمثِّلُ طاقةَ التأينِ الثانيةِ.
b. أفسِّرُ سببَ ارتفاعِ قيمةِ طاقةِ التأينِ الثالثةِ مقارنةً بطاقةِ التأينِ الأولى والثانيةِ.

المُتَعَادِلَةُ فِي الْحَالَةِ الْغَازِيَةِ اسْمُ الْأَلْفَةِ الْإِلِكْتَرُونِيَّةِ Electron Affinity،



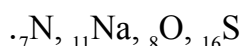
Electronegativity السالبية الكهربائية

تميلُ بعضُ الذرّاتِ إلى التشاركِ مع ذرّاتٍ أُخرى عن طريقِ مساهمةِ كلّ منها في عددٍ من الإلكتروناتِ، وتتنافسُ الذرّاتُ لجذبِ إلكتروناتِ الرابطة إليها.

تُعرَّف السَّالِيَّةُ الكَهْرَبَائِيَّةُ (الكهروسلبية) **Electronegativity** بأنَّها "قدرةُ الذَّرَّةِ على جذبِ إلكتروناتِ الرابطةِ إليها"، وذلكَ اعتمادًا على نصفِ قُطْرِ الذَّرَّتَيْنِ المُكوِّنَتَيْنِ للرابطة؛ فكلَّما زادَ نصفُ قُطْرِ الذَّرَّةِ قَلَّ انجذابُ الإلكتروناتِ المشتركةِ إليها، علمًا أنَّ أصغرَ الذَّرَّاتِ حجمًا هي أكثرُها قدرةً على جذبِ إلكتروناتِ الرابطة؛ ما يعني أنَّ السَّالِيَّةَ الكَهْرَبَائِيَّةَ تزدادُ في الدَّوْرَةَ الواحدةَ بالاتَّجاهِ مِنَ اليسارِ إلى اليمينِ، وتزدادُ في المجموعةِ الواحدةَ بالاتَّجاهِ مِنَ الأسفلِ إلى الأعلى.

تُعَدُّ ذَرَّةُ الفلور أكثر الذرات سالبةً كهربائيةً، تليها ذَرَّةُ الأكسجين، ثم ذَرَّةُ النروجين. ويبيِّن الشكل (12) قيم السالبة الكهربائية لعددٍ من عناصر الجدول الدوري.

✓ **أُتِّحَقُّ:** أرتب العناصر الآتية تصاعدياً بحسب السالبية الكهربية:



تزايد

السالبية الكهربائية

H 2.1																	B 2.0	C 2.5	N 3.1	O 3.5	F 4.1
Li 1.0	Be 1.5											Al 1.5	Si 1.6	P 2.1	S 2.5	Cl 2.9					
Na 1.0	Mg 1.3											Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.4	Br 2.8					
K 0.9	Ca 1.1	Sc 1.2	Ti 1.3	v 1.5	Cr 1.6	Mn 1.6	Fe 1.7	Co 1.7	Ni 1.8	Cu 1.8	Zn 1.7	In 1.5	Sn 1.7	Sb 1.8	Te 2.0	I 2.2					
Rb 0.9	Sr 1.0	Y 1.1	Zr 1.2	Nb 1.3	Mo 1.3	Tc 1.4	Ru 1.4	Rh 1.5	Pd 1.4	Ag 1.4	Cd 1.5	Tl 1.5	Pb 1.6	Bi 1.7	Po 1.8	At 2.0					
Cs 0.9	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.2	Ta 1.4	W 1.4	Re 1.5	Os 1.5	Ir 1.6	Pt 1.5	Au 1.4	Hg 1.5	Tl 1.5	Pb 1.6	Bi 1.7	Po 1.8	At 2.0					

الشكل (12): قيم السالبية الكهربائية لعدد من عناصر الجدول الدوري.

أُستنتج العلاقة بين قيم السالبية الكهربائية والحجم الذري للعنصر.



أَبْحَثُ فِي مَصَادِرِ

المعرفة المناسبة عن الخصائص
الدورية لعناصر الجدول الدوري،
والعوامل المؤثرة فيها، ثم أُعِدُّ
فيلمًا قصيرًا عن ذلك باستخدام
برنامج movie maker، ثم أعرِضُ
أمام زملائي / زميلاتي في الصف.

مراجعة الدرس

1 - الفكرة الرئيسة: أوضِّح كيف تتغيَّر خصائص العناصر خلال الدَّورة الواحدة في الجدول الدوري؟

2 - أوضِّح المقصود بكلِّ من المفاهيم والمصطلحات الآتية:

• نصف القطر الذري • طاقة التأين • السالبية الكهربائية.

3 - مستعينًا بالجدول الدوري وترتيب العناصر فيه، أجب عن الأسئلة الآتية:

أ - **أفسِّر:** لماذا يكون الحجم الذري للأكسجين أصغر منه لذرة الكربون؟

ب - **أفسِّر:** لماذا تكون طاقة التأين الأولى للصدويم أكبر منها للبتاسيوم؟

ج - **استنتج:** أيُّ الأيونات الآتية أكبر حجمًا: N^{3-} ، أم O^{2-} ، أم F^{1-} ؟

د - **استنتج:** أيُّ العناصر الآتية طاقة تأينه الثالثة أعلى: Mg، أم Be، أم S؟

هـ - **استنتج:** أيُّ العناصر الآتية حجمه الذري أصغر: B، أم C، أم N؟

و - **استنتج:** أيُّ الآتية أكثر سالبية كهربائية: S، أم Si، أم Cl؟

ز - **أفسِّر:** لماذا يزيد حجم الأيون السالب على حجم ذرته؟

ح - **أفسِّر:** لماذا يقل حجم الأيون الموجب عن حجم ذرته؟

ط - **أفسِّر:** ما سبب الانخفاض الكبير في طاقة التأين الأولى للعناصر التي تلي الغازات النبيلة في

الجدول الدوري؟

4 - أكتب معادلةً كيميائيةً تمثِّل:

أ - اكتساب ذرة عنصر طاقة لفقد إلكترون واحد.

ب - إضافة إلكترون واحد إلى ذرة عنصر، وانطلاق طاقة.

5 - **أصوغ فرضية حول** علاقة قيم طاقة التأين بعدد إلكترونات التكافؤ للذرات.

الجدول الدوري للعناصر

الدورة →
المجموعة

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H Hydrogen 1.00794	2 He Helium 4.002602	3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012182	5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.0107	7 N Nitrogen 14.0067	8 O Oxygen 15.9994	9 F Fluorine 18.998403	10 Ne Neon 20.1797	11 Na Sodium 22.98976	12 Mg Magnesium 24.3050	13 Al Aluminum 26.98153	14 Si Silicon 28.0855	15 P Phosphorus 30.97396	16 S Sulfur 32.065	17 Cl Chlorine 35.453	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.0983	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.95591	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.9415	24 Cr Chromium 51.9962	25 Mn Manganese 54.93804	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.93319	28 Ni Nickel 58.6934	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.64	33 As Arsenic 74.92160	34 Se Selenium 78.96	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.798
37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.90585	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.90638	42 Mo Molybdenum 95.96	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.9055	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.8682	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.60	53 I Iodine 126.9044	54 Xe Xenon 131.293
55 Cs Caesium 132.9054	56 Ba Barium 137.327	57 La Lanthanum 138.9054	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.9478	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.084	79 Au Gold 196.9665	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.3833	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.9804	84 Po Polonium 209	85 At Astatine 209	86 Rn Radon 222
87 Fr Francium [223]	88 Ra Radium [226]	89 Ac Actinium [227]	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [277]	109 Mt Meitnerium [268]	110 Ds Darmstadtium [271]	111 Rg Roentgenium [272]	112 Cn Copernicium [285]	113 Nh Nihonium [286]	114 Fl Flerovium [289]	115 Mc Moscovium [288]	116 Lv Livermorium [293]	117 Ts Tennessine [294]	118 Og Oganesson [294]

→ العدد الذري
→ رمز العنصر
→ اسم العنصر
Fe
→ Iron

58 *Ce Cerium 140.116	59 Pr Praseodymium 140.9076	60 Nd Neodymium 144.242	61 Pm Promethium (145)	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.9253	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.9303	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.9342	70 Yb Ytterbium 173.054	71 Lu Lutetium 174.9668
90 Th Thorium 232.0380	91 Pa Protactinium 231.0368	92 U Uranium 238.0289	93 Np Neptunium [237]	94 Pu Plutonium [244]	95 Am Americium [243]	96 Cm Curium [247]	97 Bk Berkelium [247]	98 Cf Californium [251]	99 Es Einsteinium [252]	100 Fm Fermium [257]	101 Md Mendelevium [258]	102 No Nobelium [259]	103 Lr Lawrencium [262]

* لانتانيدات

* أكتينيدات

فلزات

أشباه فلزات

غازات نبيلة

لافلزات

مجهر القوة الذرية Atomic Force Microscope :AFM

الإثراء والتوسع

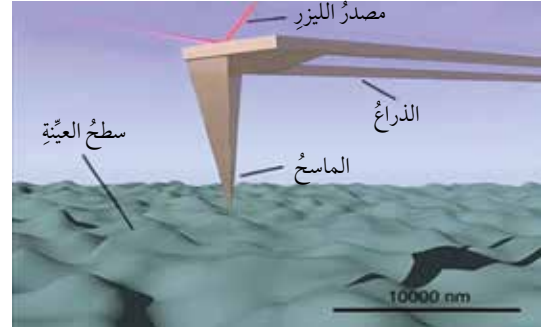
تدين ثورة تقنية النانو في تقدّمها المُتسارع إلى التطوّر الكبير في تقنيات الميكروسكوبات الحديثة وتطبيقاتها، ويسعى العلماء دائماً إلى تطوير هذه الأجهزة؛ لفتح آفاق علمية وتقنية جديدة تساعد على تعرّف المزيد عن عالم النانو، وكيف يمكن الاستفادة منه إفادةً مثلى.

بوجه عام، تُصنّف الميكروسكوبات النانوية إلى نوعين، هما:

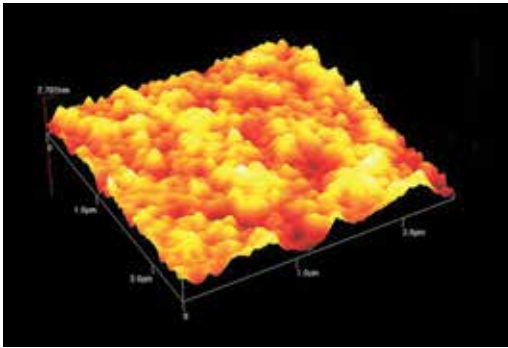
- الميكروسكوبات الإلكترونية EM، مثل: الميكروسكوب الإلكتروني الماسح SEM، والميكروسكوب الإلكتروني النافذ TEM.
- ميكروسكوبات المجسّات الماسحة SPM، مثل: الميكروسكوب النفقي الماسح STM، وميكروسكوب القوة الذرية AFM.

يمتاز ميكروسكوب القوة الذرية AFM بقدرته التحليلية الكبيرة التي تصل درجة دقّتها إلى أجزاء من النانومتر، وبقدرته على التكبير التي تفوق قدرة الميكروسكوبات الضوئية بأكثر من 1000 مرّة؛ ما يتيح رؤية أجسام تتراوح حجمها بين 20 نانومتراً و300 نانومتراً؛ لذا فهو يعدّ الجهاز الأكثر شهرةً من حيث التكبير، والقياس، والتحكم على المستوى النانوي.

يتكوّن ميكروسكوب القوة الذرية AFM من ذراع مصنوعة من مادة السليكون، أو نيتريد السليكون، ولا يتعدى نصف قطرها النانومتراً، ويوجد في نهايتها مجسّ مُكوّن من رأسٍ حادّ لمسح سطح العيّنة. فعند اقتراب رأس المجسّ من سطح العيّنة تتولّد قوة بين رأس المجسّ وسطح العيّنة تؤدي إلى انحراف الذراع بناءً على قوّة مُبادلة تختلف باختلاف نوع سطح العيّنة التي يُراد دراستها.



ينشأ عن القوّة المُبادلة بأشكالها المُتعدّدة انحراف في ذراع ميكروسكوب



صورة ثلاثية الأبعاد لمركّب الفلورو إيثان من مجهر القوة الذرية.

القوّة الذرية؛ ما يؤدي إلى انحراف شعاع الليزر عن مرآة مُثبتة على ذراع الميكروسكوب، فينعكس هذا الشعاع على مصفوفة خطيّة من حسّاسات الضوء، ثم يُرسل إلى أنظمة حاسوبية مُخصّصة لمعالجتها، وإخراجها على هيئة صور ثلاثية الأبعاد.

يُذكر أنّ طريقة قياس الانحراف بشعاع الليزر هي أكثر الطرائق دقّة واستخداماً في الحصول على صور للذرات، والجزيئات، والروابط الكيميائية التساهمية.

أبحاث مستعيناً بمصادر المعرفة المتوافرة، أبحث عن أهمّ استخدامات تقنية النانو في اكتشاف خصائص الذرات.

11. أدرس في ما يأتي العناصر الافتراضية المتتالية في عددها الذري بالجدول الدوري، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:

R	G	X	₁₁ D	M	Z	Y
---	---	---	-----------------	---	---	---

- أ. أكتب التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر X.
- ب. ما مجموعة كل عنصر من العناصر الآتية: R, D, Y
- ج. أي هذه العناصر له أعلى طاقة تأين ثالثة؟
- د. أي هذه العناصر له أقل طاقة تأين؟
- هـ. أي هذه العناصر أعلى سالبية كهربائية؟
- و. **أمثل بيانياً** التغير في طاقة التأين لهذه العناصر بزيادة العدد الذري.

12. تُستخدم مركبات الباريوم ومركبات اليود بوصفها موادّ مظلمة في التصوير بالأشعة السينية الملونة لبعض الأعضاء الداخلية والأوعية الدموية في الجسم، فهي تُكسبها لوناً مميزاً؛ ما يجعل تصويرها واضحاً. أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الباريوم (Ba) واليود (I)، ثمّ أحدد موقع كل منهما (رقم الدورة، ورقم المجموعة) في الجدول الدوري.

13. أضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة لكل جملة مما يأتي:

- المستوى الفرعي الذي يُملأ أولاً بالإلكترونات، هو:
 - أ. 4d
 - ب. 4P
 - ج. 5P
 - د. 5S

هـ. ما عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة كل عنصر من العناصر الآتية: X, Y, E؟

و. أي العناصر الآتية حجمه الذري أكبر: E, أم R, أم V؟

ز. أي العناصر الآتية طاقة تأينه الثالثة أعلى: M, أم Y, أم R؟

ح. أي العناصر الآتية له أقل سالبية كهربائية: E, أم X, أم M؟

9. أكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر الآتية، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:

$_{23}V$, $_{17}Cl$, $_{12}Mg$, $_{11}Na$, $_{10}Ne$, $_{8}O$, $_{7}N$

أ. ما عدد الإلكترونات المنفردة في كل عنصر من العناصر الآتية: Mg, Cl, N؟

ب. أكتب التوزيع الإلكتروني للأيون V^{2+} .

ج. أي العنصرين طاقة تأينه أقل: Mg أم Na؟

د. أي العنصرين حجمه الذري أكبر: O أم Cl؟

هـ. أي هذه العناصر له أعلى طاقة تأين ثانية؟

و. أي هذه العناصر له أعلى سالبية كهربائية؟

10. **استنتج.** العنصر X هو من عناصر الدورة الثانية، وقيم طاقة التأين له بوحدة (kJ):

$$1 = 900, 2 = 1757,$$

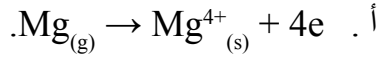
$$3 = 14850, 4 = 21007$$

أ. أحدد رقم مجموعة العنصر X.

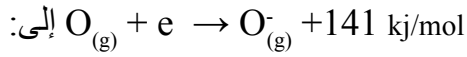
ب. أكتب التوزيع الإلكتروني للأيون X^{2+} .

7. المعادلة التي تُمثِّل طاقة التأين الرابعة للمغنيسيوم،

هي:



8. تشير الطاقة في المعادلة



أ. طاقة التأين للأكسجين.

ب. الكهروسلبية للأكسجين.

ج. الألفة الإلكترونية للأكسجين.

د. طاقة التأين الثانية للأكسجين.

9. في الدورة الواحدة في الجدول الدوري، أي من

الخصائص الآتية تزداد بزيادة العدد الذري؟

أ. نصف القطر الذري.

ب. شحنة النواة الفعالة.

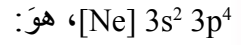
ج. الحجم الذري.

د. حجم الأيون الموجب.

10. الأيون الذي له أصغر حجم هو:



2. عدد البروتونات في الذرة التي تركيبها الإلكتروني



أ. (6) بروتونات. ب. (8) بروتونات.

ج. (16) بروتونات. د. (24) بروتونات.

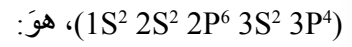
3. يُعدُّ العنصرُ انتقالياً داخلياً إذا انتهى توزيعه

الإلكتروني بأفلاك المستوى الفرعي:

أ. S. ب. P.

ج. d. د. f.

4. عدد إلكترونات التكافؤ لذرة تركيبها الإلكتروني



أ. إلكترونات. ب. (4) إلكترونات.

ج. (6) إلكترونات. د. (16) إلكترونات.

5. أصغر ذرة حجماً من الذرات الآتية، هي:



6. الذرة التي لها أعلى طاقة تأين ثالثة من الذرات

الآتية، هي:



المركّبات والروابط الكيميائية

Compounds and Chemical Bonds

الوحدة

3

أتأمّل الصورة

يوجد حولنا كثيرٌ من المركّبات الكيميائية التي تتكوّن من ذرّات ترتبط ببعضها بروابط مختلفة، فما أنواع هذه الروابط؟ وكيف تُؤثّر في خصائص المركّبات؟

الفكرة العامة:

تعتمد خصائص المركّبات الكيميائية على الروابط بين مكوناتها.

الدرس الأول: الروابط الكيميائية وأنواعها.

الفكرة الرئيسة: توجد أنواع عدّة للروابط الكيميائية التي تربط بين ذرات العناصر.

الدرس الثاني: الصيغ الكيميائية وخصائص المركّبات.

الفكرة الرئيسة: للمركّبات الكيميائية خصائص محدّدة تختلف باختلاف نوع الروابط فيها.

الروابط في المركبات التساهمية

المواد والأدوات: مجموعة نماذج الجزيئات (الكرات، والوصلات).

إرشادات السلامة: اتبع إرشادات الأمن والسلامة في المختبر.

خطوات العمل:

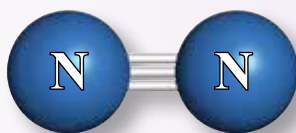
1 ألاحظُ الجدول الآتي، ثم أستنتج عدد الروابط التي يمكن أن تكونها كل ذرة منها، وأختار نموذجاً لكل ذرة يتوافق عدد الثقب فيها مع عدد الروابط، ثم أدونها في جدول كتاب الأنشطة والتجارب العملية.

العنصر	رمز ذرته	توزيعه الإلكتروني
الهيدروجين	H	$1s^1$
الأكسجين	O	$1s^2 2s^2 2p^4$
الكربون	C	$1s^2 2s^2 2p^2$
النيتروجين	N	$1s^2 2s^2 2p^3$

2 أصمم نماذج لكل من الجزيئات الآتية، مستخدماً مجموعة نماذج الجزيئات (الكرات، والوصلات)، كما هو موضح في الأشكال الظاهرة:



CH₄



N₂



CO₂

التحليل والاستنتاج:

1. ما عدد الروابط التي تكونها كل من الذرات: C، و O، و H، و N؟
2. **أستنتج** عدد أزواج الإلكترونات المشتركة في الروابط الآتية: (H-C)، (O=C)، (N≡N).
3. ما عدد الإلكترونات التي تشارك فيها كل من الذرات السابقة؟
4. **أستنتج** المقصود بالرابطة التساهمية.

الفكرة الرئيسة:

توجد أنواعٌ عدَّةٌ للروابط الكيميائية التي تربط بين ذرات العناصر.

نتائج التعلم:

أستقصي أنواع الروابط الكيميائية، وكيفية تشكيلها.

المفاهيم والمصطلحات:

تركيب لويس Lewis Structure
الروابط الكيميائية Chemical Bonds
الرابطية الأيونية Ionic Bond
الرابطية التساهمية Covalent Bond
الرابطية التساهمية الأحادية
Mono Covalent Bond
الرابطية التساهمية الثنائية
Double Covalent Bond
الرابطية التساهمية الثلاثية
Triple Covalent Bond
الرابطية الفلزّية Metallic Bond
بحر الإلكترونات Sea of Electrons

تركيب لويس Lewis Structure

اقترح العالم جيلبرت لويس عام 1902م طريقةً لتمثيل أشكال الجزيئات أطلق عليها اسم **تركيب لويس Lewis Structure**، وهي تمثيل نقطيّ للإلكترونات التكافؤ؛ إذ يُرمز لكل إلكترون تكافؤً بنقطة واحدة توضع على رمز العنصر.

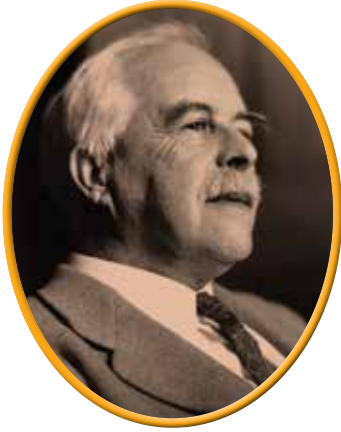
ترتبط الذرات بعضها ببعض عن طريق فقد الإلكترونات، أو كسبها، أو المشاركة فيها، حتى يصبح لها توزيع إلكترونيّ مُكتملٌ مُشابهٌ للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل. ويبيّن الجدول (1) التوزيع الإلكتروني وتركيب لويس لعناصر الدورة الثالثة من الجدول الدوري.

العنصر	العدد الذري	المجموعة	التوزيع الإلكتروني	تركيب لويس للذرة
الصوديوم	11	IA	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Na •
المغنيسيوم	12	IIA	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Mg ••
الألمنيوم	13	IIIA	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	• Al •
السليكون	14	IVA	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	• Si •
الفوسفور	15	VA	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	• P •
الكبريت	16	VIA	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	• S •
الكلور	17	VIIA	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	• Cl •

✓ **أنحقّق:** أكتب تركيب لويس لكل من ذرات العناصر في الجدول الآتي:

العنصر:	Li	F	B	N	Be
العدد الذري:	3	9	5	7	4

الروابط الكيميائية Chemical Bonds



العالم جيلبرت لويس.

يتكوّن العالمُ حولنا من ذرّاتٍ، فالماء والهواء الذي يحيطُ بنا، وأجسامنا تتكوّن من ذرّاتٍ متناهية الصغر. ولا توجد هذه الذرّاتُ بشكلٍ منفردٍ غالبًا، بل ترتبطُ مع بعضها بقوى تجاذبٍ مختلفة تُسمّى **الروابط الكيميائية Chemical Bonds**، وهي قُوّة تجاذبٍ تنشأ بين ذرّتين أو أكثر عن طريق فقد الذرّة للإلكترونات، أو اكتسابها، أو المشاركة فيها مع ذرّة أخرى، أو ذرّاتٍ عدّة. ومثال ذلك الروابط الأيونية، والروابط التساهمية. فكيف تنشأ هذه الروابط؟ وما خصائص المركّبات التي تنتج منها؟

الرابطّة الأيونية Ionic Bond

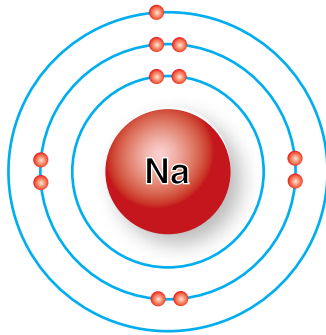
تفقد ذرّاتُ بعض العناصر الإلكترونات، وتكوّن أيونات موجبة، في حين تكسب ذرّاتُ عناصر أخرى الإلكترونات، وتكوّن أيونات سالبة. يُطلق على القُوّة التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركّبات اسم **الرابطّة الأيونية Ionic Bond**، وهي رابطّة تنشأ بين ذرّات فلز ولا فلز، ومثال ذلك الرابطّة الأيونية في مركّب كلوريد الصوديوم NaCl؛ إذ يحدث تجاذبٌ بين أيون الصوديوم الموجب وأيون الكلوريد السالب، ويمكنُ تمثيل عملية الترابط بينهما كما يأتي:



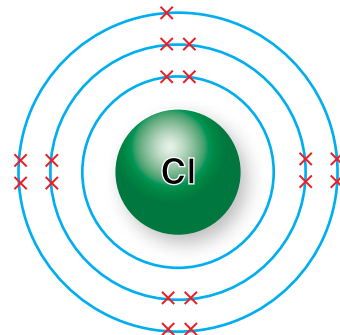
أَبَحْثُ في مصادر

المعرفة المناسبة عن الروابط الكيميائية، ثمّ أعدّ فيلمًا قصيرًا عن ذلك باستخدام برنامج movie maker، ثمّ أعرضه أمام زملائي/ زميلاتي في الصف.

يُعَدُّ الصوديومُ فلزًا، وعدده الذرّي 11؛ ما يعني أنّه يحتوي على 11 إلكترونًا، ويمكنُ تمثيله بالشكل الآتي:

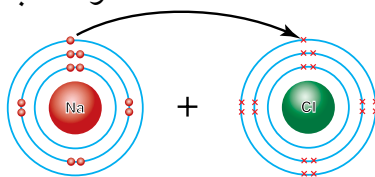


يُعَدُّ الكلورُ لافلزًا، وعدده الذرّي 17؛ ما يعني أنّه يحتوي على 17 إلكترونًا، ويمكنُ تمثيله بالشكل الآتي:



لذرة الكلور 7 إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الخارجي. وللوصل إلى مستوى طاقة خارجي مكتمل، فإنها تكسب إلكترونًا من ذرة الصوديوم.

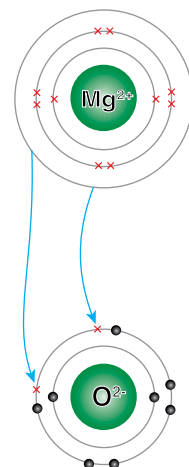
لذرة الصوديوم إلكترون تكافؤ واحد في مستوى الطاقة الخارجي. وللوصل إلى مستوى طاقة خارجي مكتمل، فإنها تفقد هذا الإلكترون، وتكتسبه ذرة الكلور.



ينشأ أيون أحادي موجب Na^+ ؛ لأن عدد البروتونات الموجبة أكبر من عدد الإلكترونات السالبة، وينشأ أيون أحادي سالب Cl^- ؛ لأن عدد البروتونات الموجبة أقل من عدد الإلكترونات السالبة، فيحدث بين الأيونين تجاذب قوي، كما في الشكل (1).

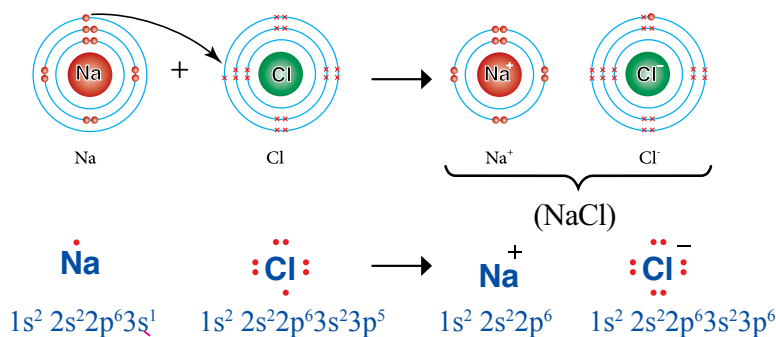
أفكر: يرتبط الألمنيوم (Al) بالكبريت (S)؛ لتكوين مركب (Al_2S_3) ، فكيف يحدث ذلك؟

من الأمثلة الأخرى ارتباط المغنيسيوم بالأكسجين لتكوين مركب أكسيد المغنيسيوم MgO ؛ إذ ينتقل إلكترون التكافؤ من مستوى الطاقة الخارجي لذرة المغنيسيوم التي توزيعها الإلكتروني $(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2)$ إلى ذرة الأكسجين التي توزيعها الإلكتروني $(1s^2 2s^2 2p^4)$ ، فيتكون أيون مغنيسيوم ثنائي موجب (Mg^{2+}) ، وأيون أكسيد ثنائي سالب (O^{2-}) ، كما في الشكل (2).



الشكل (2): تكون أيون Mg^{2+} ، وأيون O^{2-} .

✓ **أنحقق:** ما المقصود بالرابطة الأيونية؟



الشكل (1): الترابط بين ذرتي الصوديوم والكلور.

أفسر أثر طاقة تأين ذرة Na وذرة Cl في تكوين الأيون الموجب والأيون السالب.

الرابطة التساهمية Covalent Bond

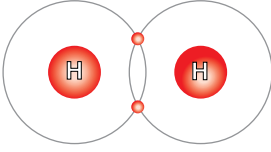
درست في ما سبق أن الرابطة الأيونية تنشأ بين أيون موجب وأيون سالب ناتجين من ذرتين، إحداهما تفقد إلكترونات، والأخرى تكتسبها، فكيف تنشأ رابطة إذا كانت إحدى الذرتين لا تميل إلى فقد إلكترونات أو اكتسابها؟

بوجه عام، تميل ذرات العناصر اللافلزية إلى المشاركة بالإلكترونات التكافؤ أو اكتسابها؛ للوصول إلى توزيع إلكتروني يشبه التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل، ويطلق على الرابطة الكيميائية الناتجة من تشارك زوج أو أكثر من الإلكترونات بين ذرتين أو أكثر اسم **الرابطة التساهمية Covalent Bond**، وتسمى المركبات الناتجة منها المركبات التساهمية (الجزيئية) Covalent Compounds.

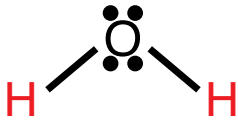
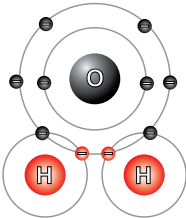
أنواع الروابط التساهمية Types of Covalent Bonds

الرابطة التساهمية الأحادية Mono Covalent Bond: رابطة تنشأ عن تشارك ذرتين بزوج واحد من الإلكترونات، كما في جزيء الهيدروجين H_2 ؛ إذ ترتبط ذرة هيدروجين (توزيعها الإلكتروني $1s^1$) بذرة هيدروجين أخرى بمشاركة كل منهما بإلكترون تكافؤ واحد؛ لأن كلا منهما تحتاج إلى إلكترون واحد لكي يكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها؛ لذا ينجذب زوج إلكترونات الرابطة إلى نواتي الذرتين. يمكن تمثيل الرابطة التساهمية بين ذرتي الهيدروجين كما في الشكل (3)؛ إذ يمثل كل خط أو زوج من النقاط رابطة تساهمية أحادية، تسمى سيجمما، ويرمز إليها بالرمز σ .

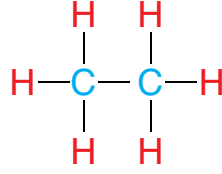
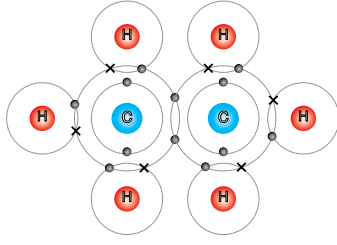
يعد جزيء الماء H_2O مثالا آخر على الرابطة التساهمية؛ إذ تمتلك ذرة الأكسجين ستة إلكترونات تكافؤ؛ لذا تحتاج إلى إلكترونين حتى يكتمل مستوى طاقتها الخارجي، فترتبط برابطة تساهمية أحادية (سيجمما) مع كل ذرة من ذرتي الهيدروجين، كما في الشكل (4).



الشكل (3): الرابطة التساهمية بين ذرتي الهيدروجين H_2 .

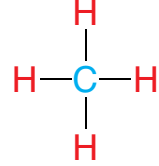
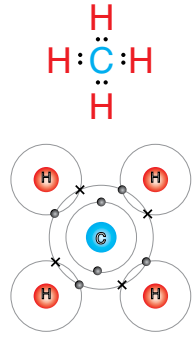


الشكل (4): الرابطة التساهمية في جزيء الماء H_2O .



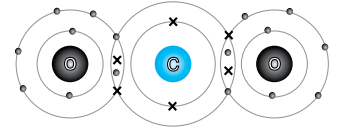
الشكل (6): الرابطة التساهمية الأحادية في جزيء الإيثان C_2H_6 .

وفي جزيء الميثان CH_4 فإن ذرة الكربون C تمتلك أربعة إلكترونات تكافؤ تشارك فيها مع أربع ذرات هيدروجين، فتنشأ أربع روابط تساهمية أحادية، كما في الشكل (5).
قد يكون الجزيء الذي يحتوي على روابط تساهمية أحادية أكثر تعقيداً كما في جزيء الإيثان C_2H_6 . أنظر الشكل (6).

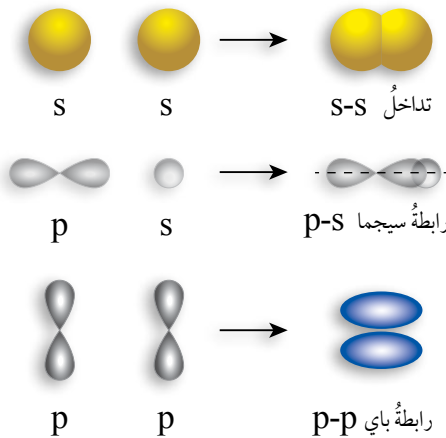


الشكل (5): الرابطة التساهمية الأحادية في جزيء الميثان CH_4 .

الرابطة التساهمية الثنائية Double Covalent Bond: رابطة تنشأ عن تشارك ذرتين بزوجين من الإلكترونات كما في جزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2 ؛ إذ تحتاج ذرة الكربون C إلى أربعة إلكترونات حتى يكتمل مستوى طاقتها الخارجي، في حين تحتاج ذرة الأكسجين O إلى إلكترونين، وبذلك تشارك ذرة الكربون مع ذرتي أكسجين، فتنشأ رابطة تساهمية ثنائية (إحدهما سيجمما σ ، والأخرى تسمى باي π) بين ذرة الكربون وكل ذرة من ذرتي الأكسجين، كما في الشكل (7).



الشكل (7): الرابطة التساهمية الثنائية في جزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2 .

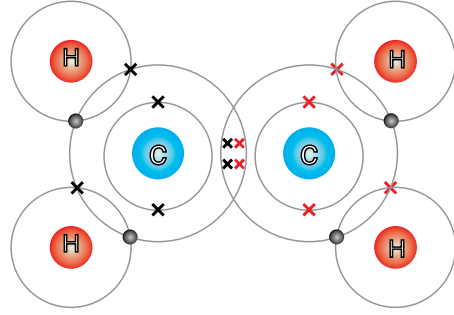
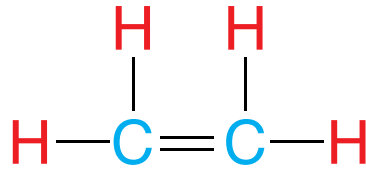


الرابطة سيجمما والرابطة باي:
الرابطة سيجمما: تنشأ هذه الرابطة من التداخل الرأسي بين فلكي (s-s)، أو فلكي (p-p)، أو فلكي (s-p)، كما يظهر في ما يأتي:



الرابطة باي: تنشأ هذه الرابطة من التداخل الجانبي بين فلكي (p-p)؛ إذ تمثل منطقة تداخل الفلكين أكبر احتمال لوجود زوج الإلكترونات فيها، كما يظهر في ما يأتي:

الشكل (8): الرابطة
التساهمية الثنائية في
جزيء الإيثين C_2H_4 .

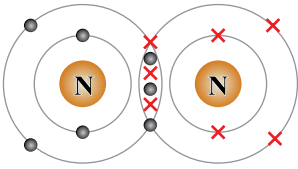


ومثل ذلك أيضًا جزيء الإيثين C_2H_4 ؛ إذ تشترك ذرتا الكربون
بزوجين من الإلكترونات فيما بينهما، كما هو موضح في الشكل (8).

الرابطة التساهمية الثلاثية Triple Covalent Bond: رابطة تنشأ عن

تشارك ذرتين بثلاثة أزواج من الإلكترونات كما في جزيء النتروجين
 N_2 ؛ إذ تحتوي ذرة النتروجين على خمسة إلكترونات تكافؤ، وبذلك
تحتاج إلى ثلاثة إلكترونات حتى يكتمل مستوى طاقتها الخارجي،
فتتشارك الذرتان في ثلاثة إلكترونات من كل منهما؛ لتنشأ رابطة
تساهمية ثلاثية (رابطة سيجما σ ، ورابطتا باي π)، كما في الشكل (9).

بوجه عام، يمكن تلخيص عدد الروابط التساهمية التي تكونها ذرات
العناصر في كل مجموعة من الجدول الدوري، كما في الجدول (2):



الشكل (9): الرابطة
التساهمية الثلاثية في جزيء
النتروجين N_2 .

أذكر عدد أزواج الإلكترونات
غير الرابطة على ذرة N الواحدة.

أفكر: أوضح كيف تتكون
الروابط في جزيء HCN؟

✓ **أتحقق:** ما المقصود بكل من الروابط التساهمية الأحادية،
والثنائية، والثلاثية؟

عدد الروابط التساهمية بوجه عام، التي تكونها ذرات عناصر المجموعات.

الجدول (2):

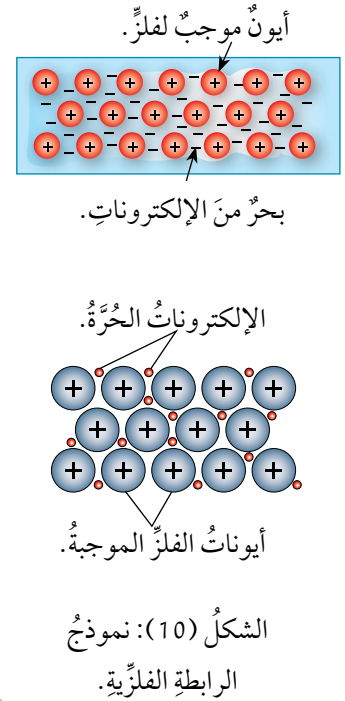
رقم المجموعة	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
عدد الروابط التساهمية التي تكونها	-	-	-	4	3	2	1	-

الرابطة الفلزية Metallic Bond

ترتبط ذرات عنصر الفلز الواحد ببعضها برابطة تُسمى **الرابطة الفلزية Metallic Bond**، وتُعرف هذه الرابطة بأنها قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية. تنشأ الرابطة الفلزية نتيجة فقد ذرات الفلز لإلكترونات التكافؤ، فتتحول هذه الذرات إلى أيونات موجبة تحيط بها الإلكترونات من جميع النواحي على شكل **بحر من الإلكترونات Sea of Electrons**، كما في الشكل (10).

يُمثل الجدول (3) مقارنة بين الرابطة الأيونية، والرابطة التساهمية، والرابطة الفلزية، من حيث التجاذب الحاصل في كل منها.

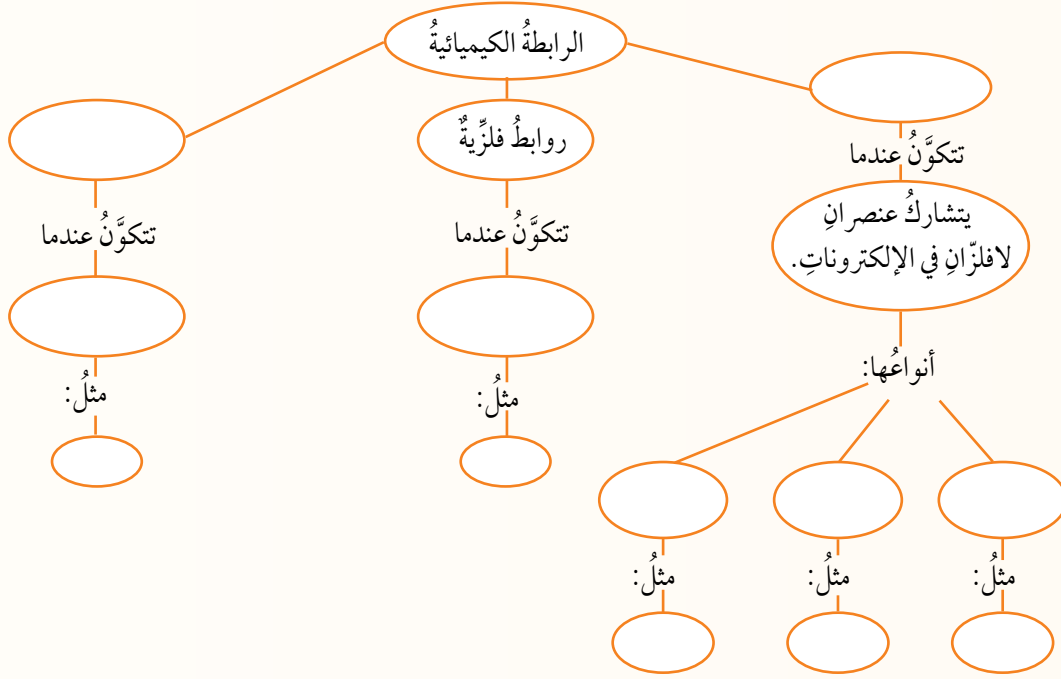
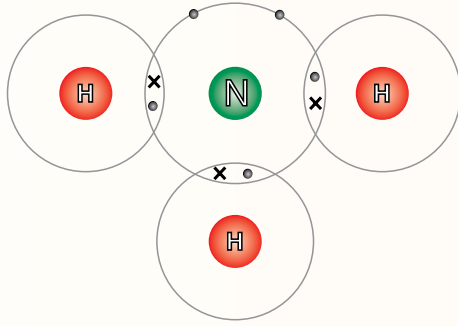
✓ **أتحقّق:** ما المقصود بالرابطة الفلزية؟



مقارنة بين الروابط: التساهمية، والأيونية، والفلزية.			
الجدول (3):	نوع الرابطة	نموذج توضيحي	التجاذب
مثال			
NaCl	الأيونية		الأيونات الموجبة والأيونات السالبة لذرات فلز ولافلز.
Cl ₂	التساهمية		النواة الموجبة والإلكترونات المشتركة بين الذرتين.
Na	الفلزية		أيونات الفلز الموجبة والإلكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية.

مراجعة الدرس

1. الفكرة الرئيسة: كيف تتكوّن الروابط الكيميائية بين ذرات العناصر؟
2. **أتوقع:** أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الذرات الآتية، ثمّ أحدد التغيّر الذي ينبغي حدوثه؛ لتمتلك كل ذرة التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل:
 - التروجين.
 - الكبريت.
 - الليثيوم.
3. يُمثّل الشكل المجاور جزيء الأمونيا:
 - أ. ما عدد إلكترونات التكافؤ لذرة N؟
 - ب. ما نوع الرابطة التساهمية في هذا الجزيء؟
 - ج. ما عدد أزواج الإلكترونات الرابطة؟
 - د. ما عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة؟
4. يتكوّن جزيء HCl من ارتباط ذرة هيدروجين بذرة كلور، أُبين بالرسم هذا الترابط.
5. أكمل المخطط المفاهيمي الآتي الذي يتعلّق بموضوع الروابط الكيميائية:

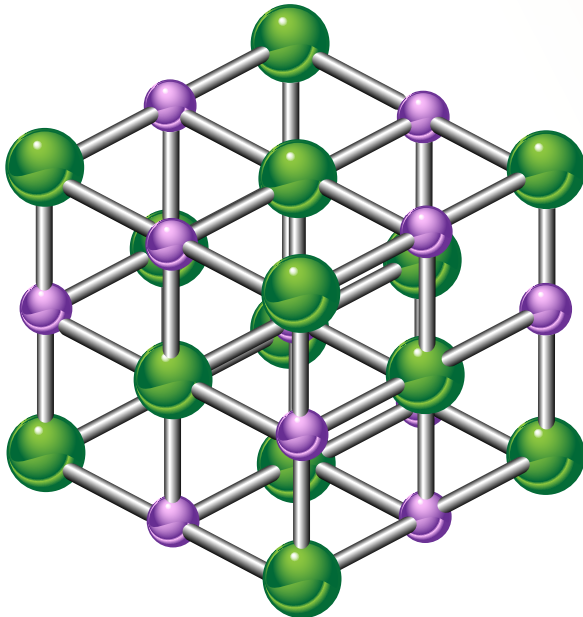


الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية

Physical Properties of Ionic Compounds

تُسمى المركبات التي تحتوي على روابط أيونية **المركبات الأيونية** **Ionic Compounds**، وهي توجد على شكل بلورات صلبة تترتب في شبكة بلورية، ومن أمثلتها بلورة كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) NaCl ؛ إذ يحاط الأيون الموجب للصوديوم بستة أيونات سالبة للكلوريد، وكذلك يحاط الأيون السالب للكلوريد بستة أيونات موجبة للصوديوم؛ ما يكسب المركب الأيوني القوة والصلابة، علماً أن شكل بلورة كلوريد الصوديوم مكعب، كما في الشكل (11).

من خصائص البلورات الصلبة لهذه المركبات أنها قاسية **Hard**؛ بسبب قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة في البلورة (قوة الرابطة الأيونية)، فيصعب الفصل بين هذه الأيونات. تتصف البلورات الأيونية الصلبة أيضاً بأنها هشة **Brittle** سهلة الكسر؛ نظراً إلى اقتراب الأيونات المتماثلة في الشحنة بعضها من بعض عند الضغط على البلورة، فتتنافر مبتعدة عن بعضها؛ ما يُسهّل عملية كسر البلورة وتفتيتها.



الفكرة الرئيسة:

للمركبات الكيميائية خصائص محددة تختلف باختلاف نوع الروابط فيها.

نتائج التعلم:

- أذكر خصائص بعض المركبات الكيميائية عن طريق نوع الرابطة فيها.
- أعبّر عن بعض المركبات بالصيغ الكيميائية.

المفاهيم والمصطلحات:

المركبات الأيونية

Ionic Compounds

المركبات التساهمية (الجزيئية)

Covalent (Molecular) Compounds

الصيغ الكيميائية

Chemical Formula

الشكل (11): نموذج بلورة

كلوريد الصوديوم.

أفسر النسبة بين أيونات الصوديوم إلى أيونات الكلوريد في البلورة.

الربط بالحياة

أكسيد المغنيسيوم MgO



يُستخدم مركب أكسيد المغنيسيوم MgO على نطاق واسع في الصناعات المتعلقة بأعمال البناء؛ إذ يدخل في صناعة الأسمنت، والمواد المقاومة للحرائق مثل الطوب الحراري؛ نظراً إلى ارتفاع درجة انصهاره التي قد تصل إلى درجة أكبر من 2800 °C

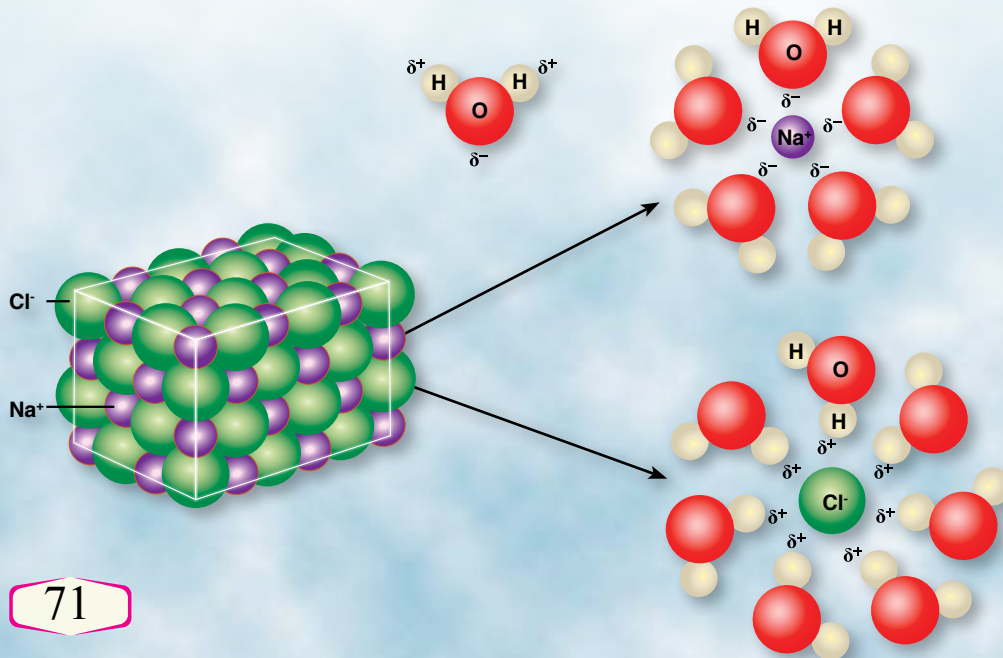
الجدول (4): درجات الانصهار والغليان لمركبي NaCl، و MgO.

اسم المركب	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
NaCl	801	1413
MgO	2852	6300

تمتاز المركبات الأيونية أيضاً بارتفاع درجات انصهارها وغليانها Melting and Boiling Points؛ لأن التغلب على قوى التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة يتطلب وجود طاقة كبيرة. أنظر الجدول (4) الذي يبين درجات الانصهار والغليان لمركبي NaCl، و MgO.

يلاحظ من الجدول أن درجتي الانصهار والغليان لمركب MgO الذي يحمل الشحنات $Mg^{2+}O^{2-}$ أعلى منهما للمركب NaCl الذي يحمل الشحنات $Na^{+}Cl^{-}$ ؛ لأن زيادة الشحنات على الأيونات تؤدي إلى زيادة قوة التجاذب بينها، فتحتاج إلى طاقة أكبر للتغلب عليها.

تمتاز المركبات الأيونية بذائبية Solubility عالية في الماء؛ إذ تذوب بسهولة بسبب قدرة جزيئات الماء على عمل تجاذب مع أيونات البلورة، كما في الشكل (12)؛ ما يؤدي إلى فصل الأيونات عن البلورة، فتصبح حرة الحركة بين جزيئات الماء.



الشكل (12): ذوبان المركب الأيوني في الماء.

- **أفسر** أثر الشحنات على جزيء الماء في ذوبان المركب الأيوني.
- ما الفرق بين الذوبان والانصهار؟

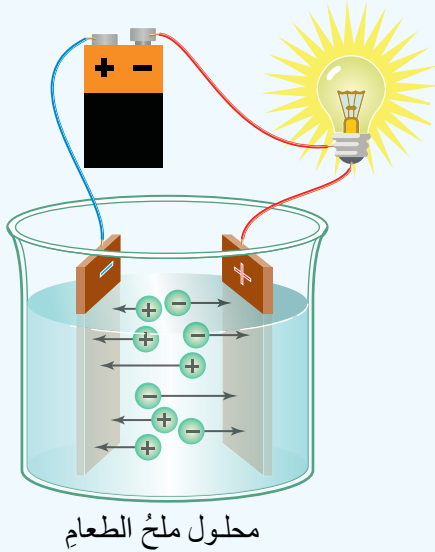
التجربة ١

التوصيل الكهربائي للمركبات الأيونية

المواد والأدوات: ملح الطعام NaCl ، ماء، دائرة كهربائية، كأس زجاجية، وعاء.
إرشادات السلامة: ارتداء معطف المختبر، ولبس القفازين، ووضع النظارة الواقية على العينين.

خطوات العمل:

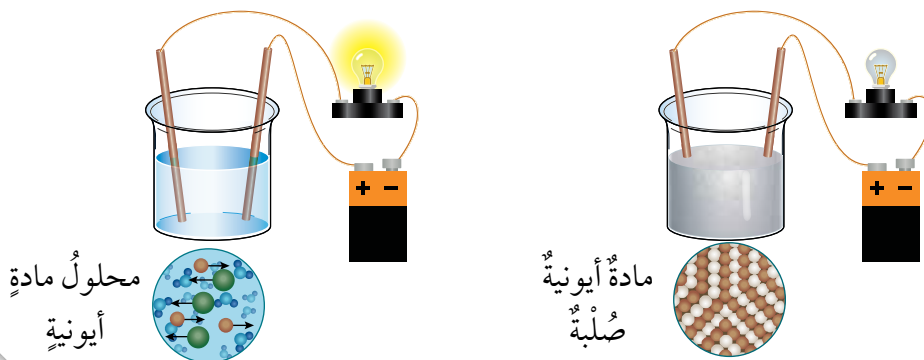
1. أكوّن دائرة كهربائية موصولة إلى قطبي جرافيت.
2. **الاحظ:** أضع 50g من ملح الطعام في وعاء، ثم أغمس قطبي الجرافيت في الملح، وألاحظ ما يحدث للمصباح الكهربائي في الدارة.
3. **الاحظ:** أذيب 50g من ملح الطعام في كأس زجاجية مملوءة حتى منتصفها بالماء، ثم أغمس قطبي الجرافيت في المحلول، وألاحظ ما يحدث للمصباح الكهربائي في الدارة.



محلول ملح الطعام

يَتَبَيَّنُ مِنَ التَّجَرِبَةِ السَّابِقَةِ أَنَّ الْمُرَكَّبَاتِ الْإَيُونِيَّةَ غَيْرُ مُوصِلَةٍ لِلتَّيَّارِ الْكَهْرِبَائِيِّ وَهِيَ فِي الْحَالَةِ الصُّلْبَةِ؛ بِسَبَبِ قُوَى التَّجَاذِبِ الْقَوِيَّةِ بَيْنِ الْإَيُونَاتِ الْمُخْتَلِفَةِ فِي شَحْنَاتِهَا؛ مَا يَجْعَلُ هَذِهِ الْإَيُونَاتِ مُقَيَّدَةً فِي أَمَاكِنِهَا فِي الْبَلُّورَةِ، وَيَمْنَعُ حَرَكَتَهَا، وَلَكِنْ مُحَالِيلَ (أَوْ مَصَاهِيرَ) هَذِهِ الْمُرَكَّبَاتِ مُوصِلَةٌ لِلتَّيَّارِ الْكَهْرِبَائِيِّ بِصُورَةٍ جَيِّدَةٍ؛ نَظَرًا إِلَى تَفَكُّكِ الْبَلُّورَاتِ عِنْدَ صَهْرِهَا أَوْ إِذَابَتِهَا فِي الْمَاءِ، فَتَصْبِحُ الْإَيُونَاتُ حَرَّةَ الْحَرَكَةِ. أَنْظُرُ الشَّكْلَ (13).

✓ **أَتَحَقَّقُ:** أفسّر ارتفاع درجة انصهار المركبات الأيونية.



الشكل (13): التوصيل الكهربائي للمركب الأيوني.

الخصائص الفيزيائية للمركبات التساهمية

Physical Properties of Molecular Compounds

تُسمى المواد التي تحتوي على روابط تساهمية **المركبات التساهمية (الجزئية) Covalent (Molecular) Compounds**. وهي توجد بإحدى الحالات الفيزيائية الثلاث (الصلبة، السائلة، الغازية). تمتلك المركبات التساهمية البسيطة درجات انصهار وجليان منخفضة مقارنةً بالمركبات الأيونية؛ ما يجعلها مركبات متطايرة Volatile. وفي هذا السياق، تمتاز غالبية المركبات التساهمية بعدم قابليتها للذوبان في الماء، وعدم احتواء محاليلها على أيونات؛ ما يجعلها غير موصلة للتيار الكهربائي بوجه عام، علماً أن بعضها يصبح موصلًا للتيار الكهربائي بعد إذابته في الماء؛ نظرًا إلى احتواء المحلول على أيونات، كما في حالة جزيئات HCl.

التجربة 2

التوصيل الكهربائي للمركبات التساهمية

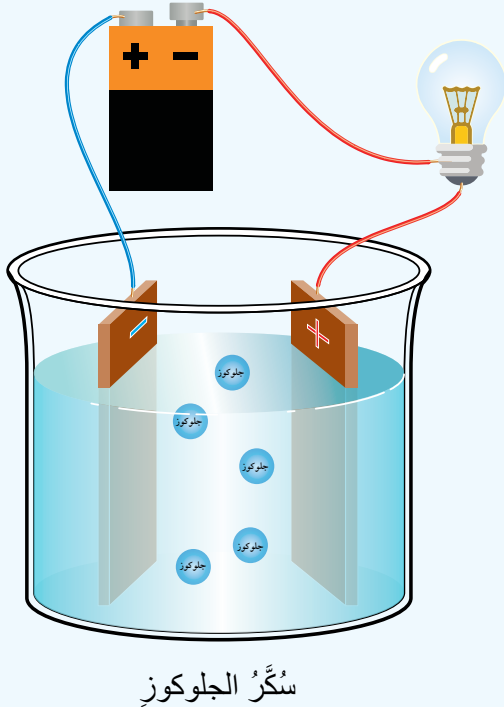
المواد والأدوات: سُكَّر الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ ، ماء، دارة كهربائية، كأس زجاجية، سخان كهربائي، وعاء. **إرشادات السلامة:** ارتداء معطف المختبر، ولبس القفازين، ووضع النظارة الواقية على العينين، والحذر عند تسخين الوعاء.

خطوات العمل:

1. أكوّن دائرة كهربائية موصولةً إلى قطبي جرافيت.
2. **الأنظ:** أضع 50 g من سُكَّر الجلوكوز في وعاء، ثمّ أغمس قطبي الجرافيت في السُكَّر، والأنظ ما يحدث للمصباح الكهربائي في الدارة.
3. **الأنظ:** أذيب 50 g من سُكَّر الجلوكوز في كأس زجاجية، وأستعمل السخان الكهربائي لإذابة الكمية كلّها من السُكَّر إن لزم الأمر، ثمّ أغمس قطبي الجرافيت في المحلول، والأنظ ما يحدث للمصباح الكهربائي في الدارة.

التحليل والاستنتاج:

أفسر عدم توصيل سُكَّر الجلوكوز للتيار الكهربائي في الحالتين: الصلبة، والمحلولة.



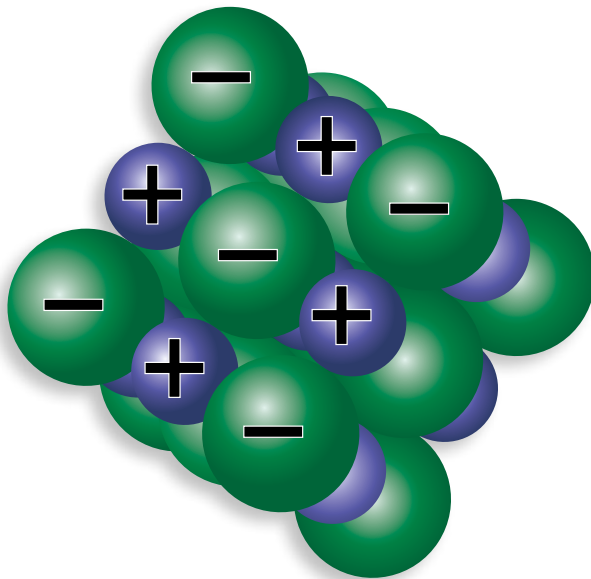
سُكَّر الجلوكوز

مقارنة بين المركبات الأيونية والمركبات التساهمية.		الجدول (5):
المركبات التساهمية	المركبات الأيونية	الخاصية
منخفضة غالباً.	عالية.	درجات الانصهار والغليان:
متطايرة.	غير متطايرة.	التطاير:
لا تذوب غالباً في الماء.	تذوب في الماء.	الذائبية في الماء:
غير موصلة للكهرباء بوجه عام.	غير موصلة للكهرباء.	توصيل الكهرباء في الحالة الصلبة:
غير موصلة للكهرباء بوجه عام، ولكن بعضها موصل لها.	موصلة للكهرباء.	توصيل الكهرباء في حالة المحلول:

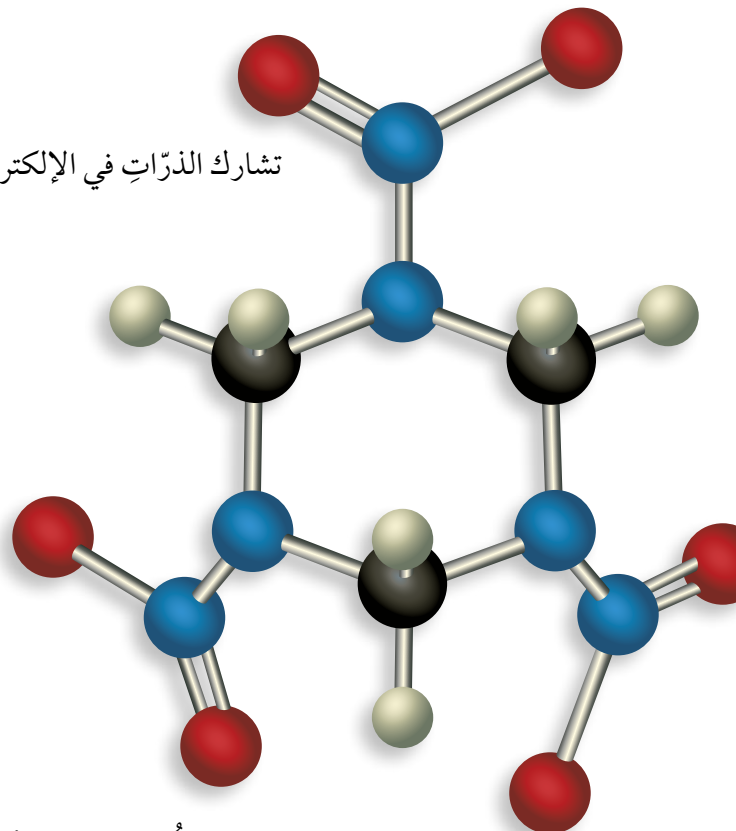
يُمثل الجدول (5) مقارنة بين المركبات الأيونية والمركبات التساهمية، من حيث درجات الانصهار والغليان، والتطاير، والذائبية، وتوصيل الكهرباء. أنظر الشكل (14) الذي يُمثل نموذجاً للروابط في مركب تساهمي وآخر أيوني.

✓ **أتحقّق:** أذكر الخصائص العامة للمركبات التساهمية.

التجاذب القوي بين الأيونات.



تشارك الذرات في الإلكترونات.



الشكل (14): نموذج للروابط في مركب تساهمي وآخر أيوني.

الربط بالصحة



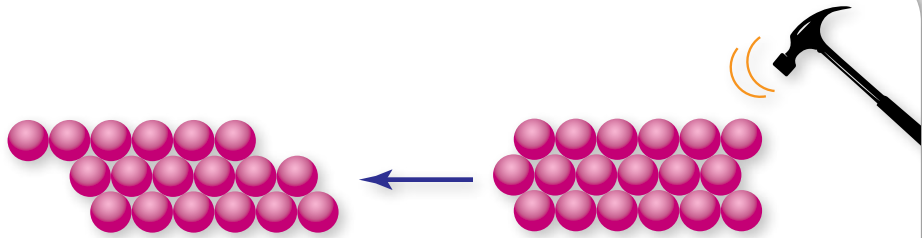
استخدم أطباء الأسنان منذ القدم مزيجا مكونا من فلزات مختلفة، مثل: النحاس، والفضة، والقصدير، والزنك؛ لحشو فجوات الأسنان. ونظرا إلى ما تسببه أبخرة الزئبق السامة من ضرر بالصحة، فقد منع استخدامها في طب الأسنان، واستعيض عنه بمزيج من الصمغ والبورسلان بوصفه بديلا آمنا. أما في مجال تقويم الأسنان فاستخدمت سبائك من النيكل والتيتانيوم؛ لأنها لا تصدأ، ولا تتآكل.

الخصائص الفيزيائية للفلزات Physical Properties for Metals

تستخدم الفلزات كثيرا في مجالات عدّة من حياتنا اليومية. والفلزات مواد صلبة (ما عدا الزئبق؛ فهو سائل) تمتاز بأنها لامعة Shiny، وقابلة للطرق Malleable، والسحب Ductile. فعند طرق فلز ما تتكون صفائح، وعند سحبه تتكون أسلاك. وهذا يعني أنّ بلورة الفلز لا تتكسر؛ لأن صفوف الأيونات الموجبة ينزلق بعضها عن بعض، لكنها تظل في بحر الإلكترونات نفسه. أنظر الشكل (15).

تمتاز الفلزات أيضا بأنها موصلة جيدة للكهرباء والحرارة Conductors of Electricity and Heat؛ نظرا إلى حركة الإلكترونات الحرة في بلورة الفلز.

✓ **أتحقّق:** أفسّر ما يأتي: الفلزات قابلة للطرق والسحب.



الشكل (15): الفلزات قابلة للطرق والسحب.



الصيغ الكيميائية للمركبات Chemical Formulas For Compounds

تُستعمل الرموز والصيغ الكيميائية للتعبير عن المواد الكيميائية. وتُعرف الرموز بأنها طريقة لتمثيل ذرات العناصر. أنظر الجدول (6) الذي يبين أسماء بعض العناصر، وشحنة الأيون، وتكافؤ العنصر.

يُلاحظ من الجدول أن تكافؤ العنصر يساوي عدد الإلكترونات التي تفقدها الذرة، أو تكسبها، أو تشارك فيها، وأنه يساوي شحنته عدديًا.

أما الصيغ الكيميائية **Chemical Structure**، فهي طريقة موجزة للتعبير عن نسب ذرات العناصر ونوعها، التي يتكون منها أي مركب كيميائي. فمثلاً، مركب $MgCl_2$ يتكون من عنصري المغنيسيوم Mg والكلور Cl ، ويُسمى هذا المركب بكتابة اسم الأيون السالب (Cl^- كلوريد)، ثم اسم الأيون الموجب (Mg^{2+} مغنيسيوم)؛ لذا يُسمى مركب $MgCl_2$ كلوريد المغنيسيوم.

الربط بالحياة المركبات الأيونية

توجد في الطبيعة خامات عديدة للمركبات الأيونية؛ حيث تتظم الأيونات المكونة للمركبات في شبكة بلورية ضخمة تحافظ على تماسك البلورة، ويؤدي الاختلاف في شحنة الأيونات وحجومها إلى تكون بلورات مختلفة الأشكال. ومن الأمثلة عليها مركبات: الباريت $BaSO_4$ ، والبيرل $Be_3Al_2Si_6O_{18}$ ، والأرجونيت $CaCO_3$ ، والهيماتيت Fe_2O_3 ، وكبريتات النحاس $CuSO_4$.



الجدول (6):				أسماء بعض العناصر، وشحنة الأيون، وتكافؤ العنصر لكل منها.
العنصر	شحنة أيونه	العنصر	شحنة أيونه	شحنة أيونه
الفضة	Ag^{1+}	الهيدروجين	H^{1+}	عناصر أحادية التكافؤ:
الليثيوم	Li^{1+}	الفلور	F^{1-}	
الصوديوم	Na^{1+}	الكلور	Cl^{1-}	
البوتاسيوم	K^{1+}	البروم	Br^{1-}	
النحاس	Cu^{2+}	الخارصين	Zn^{2+}	عناصر ثنائية التكافؤ:
الكالسيوم	Ca^{2+}	النيكل	Ni^{2+}	
الحديد	Fe^{2+}	الكبريت	S^{2-}	
الألمنيوم	Al^{3+}	النيتروجين	N^{3-}	عناصر ثلاثية التكافؤ:
الحديد	Fe^{3+}	الفوسفور	P^{3-}	
الكربون	$C^{4\pm}$			عناصر رباعية التكافؤ:

الجدول (7):			المجموعات الأيونية، وشحناتها، وتكافؤ كل منها.
الشحنة	الرمز	اسم المجموعة	
1-	OH^-	الهيدروكسيد	مجموعات أيونية أحادية التكافؤ:
1-	NO_3^-	النترات	
1-	HCO_3^-	الكربونات الهيدروجينية	
1+	NH_4^+	الأمونيوم	
1-	MnO_4^-	البيرمنجنات	
2-	CO_3^{2-}	الكربونات	مجموعات أيونية ثنائية التكافؤ:
2-	SO_4^{2-}	الكبريتات	
2-	CrO_4^{2-}	الكرومات	
2-	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	الدايكرومات	
3-	PO_4^{3-}	الفوسفات	مجموعات أيونية ثلاثية التكافؤ:

تحتوي بعض الأيونات على أكثر من نوع واحد من الذرات (متعددة الذرات)، وتُعرف باسم المجموعات الأيونية، ويُنظر إليها بوصفها وحدة واحدة كما في رموز العناصر، وترتبط ذراتها في ما بينها بروابط تساهمية، في حين ترتبط بالأيونات الأخرى بروابط أيونية. أنظر الجدول (7) الذي يبين اسم المجموعة الأيونية، ورمزها، وشحنتها، وتكافؤها. وبالطريقة السابقة نفسها، فإن المجموعة الأيونية السالبة تُسمى أولاً، يليها اسم الأيون الموجب. فمثلاً، يُسمى المركب CaSO_4 كبريتات الكالسيوم. ولكتابة صيغته الكيميائية، يجب معرفة رموز العناصر التي يتكوّن منها، وكذلك تكافؤ كل عنصر أو شحنته.

لذا، يُمكن كتابة الصيغة الكيميائية لمركب ما؛ أيوني، أو جزيئي، باتباع الخطوات الآتية مُرتبة:

1. كتابة اسم المركب باللغة العربية.
2. كتابة رموز العناصر التي يتكوّن منها المركب تحت اسم كل عنصر.
3. كتابة التكافؤ أسفل كل رمز.
4. استبدال التكافؤ لأحد الرمزتين بالآخر.
5. حذف التكافؤ في حال تساويها. أمّا إذا كان بينهما قاسم مشترك فتجب القسمة على الرقم الأصغر للحصول على أبسط قيمة عددية صحيحة.
6. كتابة صيغة المركب النهائية.

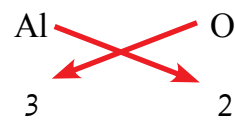
المثال 1

أكتب الصيغة الكيميائية لمركب أكسيد الألمنيوم.

الحل:

5. لا يوجد قاسم مشترك؛ ما يعني أن هذه الأرقام تمثل أبسط نسبة عددية صحيحة.
6. صيغة المركب النهائية: Al_2O_3 .

1. اسم المركب: أكسيد الألمنيوم.
2. رمز كل عنصر: Al O
3. التكافؤ: 3 2
4. استبدال التكافؤ لأحد الرمزتين بالآخر:



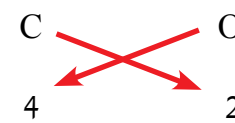
المثال 2

أكتب الصيغة الكيميائية لمركب ثاني أكسيد الكربون.

الحل:

5. القسمة على الرقم الأصغر، وهو في هذه الحالة (2)؛ للحصول على أبسط قيمة عددية صحيحة.
6. صيغة المركب النهائية: CO_2 .

1. اسم المركب: ثاني أكسيد الكربون.
2. رمز كل عنصر: C O
3. التكافؤ: 4 2
4. استبدال التكافؤ لأحد الرمزتين بالآخر:



المثال 3

لكتابة الصيغ الكيميائية للمركبات التي تحوي المجموعات الأيونية، تُستخدم الطريقة السابقة نفسها.

أكتب الصيغة الكيميائية لمركب هيدروكسيد الكالسيوم.

الحل:

1. اسم المركب: هيدروكسيد الكالسيوم.
2. رمز كل عنصر: Ca OH
3. التكافؤ: 2 1
4. استبدال التكافؤ لأحد الرمزتين بالآخر: Ca OH
5. صيغة المركب النهائية: Ca(OH)_2 .

من الملاحظ أن مجموعة الهيدروكسيد قد وضعت داخل قوسين؛ لأن الرقم 2 يشير إلى عدد مجموعات OH في المركب، ولكن إذا وضعت الصيغة على شكل CaOH_2 ، فإن الرقم 2 سيشير إلى عدد ذرات الهيدروجين فقط، وهذا خطأ.

أما إذا كان للعنصر أكثر من تكافؤ فتستخدم أرقام خاصة للتمييز بينها، تسمى الأرقام اللاتينية (I, II, III). فمثلاً، للحديد Fe أكثر من تكافؤ (2 و 3)؛ لذا يكتب الرقم اللاتيني الذي يدل على عدد تكافؤيه بعد اسم المركب. فمثلاً، أكسيد الحديد (II) يدل على أن تكافؤ الحديد في هذا المركب هو (2)، وأكسيد الحديد (III) يدل على أن تكافؤ الحديد في هذا المركب هو (3).

✓ **أنتحق:** أكتب الصيغة الكيميائية للمركبات الآتية:

- كبريتات الصوديوم.
- فوسفات الكالسيوم.
- نترات المغنيسيوم.

السالبية الكهربائية وأنواع الروابط الكيميائية

Electronegativity and Types of Chemical Bonds

درستُ سابقًا أنَّ السالبية الكهربائية Electronegativity للذرة تصفُ قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها عند ارتباطها بذرة أخرى؛ لذا، فإنَّ نوع الرابطة الكيميائية بين الذرتين يعتمدُ على مقدار الفرق في السالبية الكهربائية بينهما، حيث يعدُّ هذا الفرق مؤشرًا تقريبيًا لنوع الرابطة، فكلما قلَّ فرق السالبية الكهربائية بين الذرتين ازدادت الصفاتُ التساهمية للرابطة، وكلما ازداد فرق السالبية الكهربائية بين الذرتين ازدادت الصفاتُ الأيونية للرابطة.

عندما يكون فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين صفرًا فهذا يعني أنَّ إلكترونات الرابطة تتوزع بالتساوي بين الذرتين؛ فتوصفُ الرابطة بأنها تساهمية. وعند وجود فرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين فإنَّ إلكترونات الرابطة لا تتوزع بالتساوي بين الذرتين وإنما تنجذب نحو الذرة الأعلى سالبية كهربائية، وتوصفُ الرابطة بأنها تساهمية قطبية، وبزيادة فرق السالبية الكهربائية بين الذرتين تزدادُ الصفةُ القطبية للرابطة، وتوصفُ الرابطة بين الذرتين بأنها أيونية حال انتقال الإلكترون من الذرة الأقل سالبية كهربائية إلى الذرة الأعلى سالبية كهربائية. وسيتمُّ دراسة موضوع قطبية الروابط في الصفِّ الحادي عشر.

✓ **أتحقَّقُ:** إذا كان فرق السالبية الكهربائية بين الذرتين المكونتين للرابطة يساوي (0.0) فما نوع هذه الرابطة؟

مراجعة الدرس

- الفكرة الرئيسة: أذكر الخصائص الفيزيائية لكل من المواد الأيونية، والتساهمية، والفلزية.
- أصنّف المواد الآتية إلى مواد موصلة للتيار الكهربائي وأخرى غير موصلة:
 • حبيبات السكر الصلب. • مصهور KCl. • ملح $MgCl_2$ الصلب.
 • فلز Al. • محلول NaCl.
- أقارن بين المواد الأيونية والتساهمية والفلزية، كما في الجدول الآتي:

المادة	نوع الرابطة		التوصيل الكهربائي
	الصلب	المصهور	
الأيونية			
التساهمية			
الفلزية			

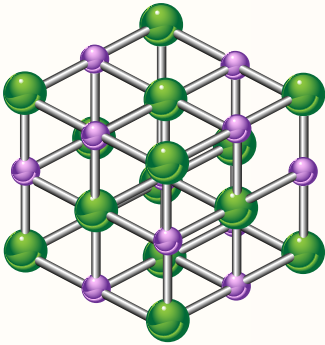
- السبب والنتيجة: لماذا يصعب الفصل بين الأيونات السالبة والأيونات الموجبة في البلورة الأيونية؟
- أتوقع تكافؤ كل من المجموعتين: NH_4 و CrO_4 في المركب الآتي: $(NH_4)_2CrO_4$ ؟
- أجرى الطلبة مجموعة من التجارب باستخدام مركبين كيميائيين (A , B) لمعرفة التوصيل الكهربائي لكل منهما في الحالة الصلبة وفي حالة المحلول، وكانت نتائج التجارب كما يأتي:

المركب	التوصيل الكهربائي	
	الحالة الصلبة	حالة المحلول
A	X	√
B	X	X

أ. أصوغ فرضية حول العلاقة بين المركب الأيوني والتوصيل الكهربائي.

ب. أتوقع: أي المركبين (A أم B) له درجة الغليان الأعلى؟
أبرر إجابتي.

ج. أستنتج: أي المركبين (A أم B) يمثل النموذج الآتي في الحالة الصلبة؟ أبرر إجابتي.



السبائك Alloys

الفلزات النقية لينة جدًا، ونشطة كيميائيًا؛ لذا، فهي تتآكل عند تفاعلها مع المواد الأخرى، ويتطلب استخدامها في أغراض معينة إضافة عنصر أو عناصر أخرى إلى العنصر الأصلي بنسب محددة لتحسين خصائصه التي فقدتها، فينتج ما يُسمى السبائك Alloys؛ وهي خليط من فلز وعنصر آخر -على الأقل- قد يكون فلزًا أو لافلزًا.

تمتاز السبائك بصفات فريدة، مثل: القوة، والمتانة، وخفة الوزن، وتحمل درجات الحرارة العالية؛ ما يجعلها أهلاً لاستخدامات عدة متنوعة. ومن الأمثلة عليها سبيكة الفولاذ والمنغنيز التي تتكون من فلز الحديد مضافاً إليه عنصر المنغنيز بنسبة تُقدَّر بنحو 13%، وهي تُستخدم في صناعة آلات الحفر، والسكك الحديدية؛ لأنها تتحمل درجات الحرارة العالية.

من الأمثلة عليها أيضًا سبيكة الفولاذ (الحديد الصلب) التي تُصنع بإضافة نسب محددة من الكربون إلى الحديد ليصبح أكثر قوة وصلابة، وغير قابل للصدأ، وهي تُستخدم في أعمال البناء. بوجه عام، فإن السبائك أكثر قوة وصلابة من فلزاتها الأساسية؛ ما جعلها تُستخدم في كثير من مجالات الحياة.



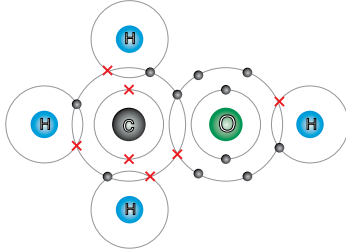
سكة حديد مصنوعة من سبائك الفولاذ والمنغنيز.

أبحث مستعينًا بمصادر المعرفة المتوافرة، أبحث عن خصائص السبائك الآتية واستعملاتها: الستانلس ستيل Steel Stanles، البرونز Bronze، سبيكة النحاس والنيكل Copper - Nickel، ثم أكتب تقريرًا عنها، ثم أناقشهُ مع زملاء/ الزميلات في الصف.

1. أضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة لكل جملة مما يأتي:
 1. نوع الرابطة في مركب كلوريد الليثيوم هي:
 - أ . تساهمية أحادية.
 - ب . تساهمية ثنائية.
 - ج . أيونية.
 - د . فلزية.
 2. نوع الرابطة بين ذرات عنصر الصوديوم Na هي:
 - أ . تساهمية أحادية.
 - ب . تساهمية ثنائية.
 - ج . أيونية.
 - د . فلزية.
 3. واحدة من الصيغ الكيميائية الآتية تحتوي على رابطة أيونية:
 - أ . CO.
 - ب . H₂O.
 - ج . MgO.
 - د . HCl.
 4. واحدة من الصيغ الكيميائية الآتية تحتوي على رابطة تساهمية ثلاثية:
 - أ . N₂.
 - ب . O₂.
 - ج . H₂.
 - د . Cl₂.
 5. الصيغة الكيميائية لمركب نترات الكالسيوم، هي:
 - أ . CaNO₃.
 - ب . Ca(NO₃)₂.
 - ج . Ca₂NO₃.
 - د . Ca₂(NO₃)₂.
 6. عدد روابط سيجما σ وروابط باي π في الصيغة: CH₃CH=CH₂، هو:
 - أ . 3 σ ، 2 π.
 - ب . 5 σ ، 2 π.
 - ج . 8 σ ، 1 π.
 - د . 9 σ ، 1 π.
7. عند اتحاد ذرات عنصر X الذي عدده الذري (7) مع ذرات عنصر Y الذي عدده الذري (17)، فإن صيغة الجزيء الناتج هي:
 - أ . XY₇.
 - ب . X₃Y.
 - ج . XY₃.
 - د . X₇Y.
8. إحدى الآتية ليست من خصائص المركبات الأيونية:
 - أ . ذائبيتها في الماء عالية.
 - ب . موصلة للكهرباء في حالة المحلول.
 - ج . درجة غليانها مرتفعة.
 - د . متطايرة.
9. المادة الموصلة للتيار الكهربائي في الحالة الصلبة، هي:
 - أ . Mg.
 - ب . NaCl.
 - ج . CH₄.
 - د . He.
10. إذا كان فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين كبيراً جداً وفقاً لمقياس باولنج، فإن الرابطة المتوقعة هي:
 - أ . فلزية.
 - ب . أيونية.
 - ج . تساهمية أحادية.
 - د . تساهمية ثلاثية.
11. إذا كان التمثيل النقطي لعنصر هو (X:)، فإن العدد الذري للعنصر هو:
 - أ . 3.
 - ب . 5.
 - ج . 13.
 - د . 15.

9. **أستنتج** كيف تتكوّن الرابطة التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية في المركّبات الآتية: HCl , C_2H_2 , O_2 ، مُستخدِماً تركيب لويس.

10. **أفسّر البيانات:** أدرس جيّداً الشكل الآتي الذي يُمثّل جزيء الميثانول CH_3OH ، ثمّ أجب عن الأسئلة التي تليه:



أ . أبين عدد إلكترونات التكافؤ لكلّ من ذرتي O و C.

ب . أحدّد نوع الروابط التساهمية المتكوّنة في هذا الجزيء.

ج . أذكر عدد أزواج الإلكترونات الرابطة.

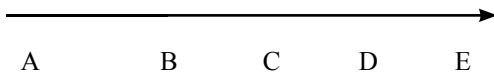
د . أمثّل الجزيء باستخدام تركيب لويس.

11. **أتوقّع** تكافؤ كلّ من: Al و ClO_3 في المركّب الآتي: $Al(ClO_3)_3$.

12. أكتب الصيغة الكيميائية لمركّب يكون فيه تكافؤ النحاس 2، ومركّب آخر يكون فيه تكافؤ النحاس 1.

13. **أستنتج:** العناصر الافتراضية الآتية متتالية كما يأتي:

زيادة العدد الذريّ



إذا كان العنصر B في مركّباته أيّوناً أحادياً سالباً، فما نوع الرابطة التي تنشأ بين ذرات العناصر الآتية:

- A مع B.
- B مع D.
- B بعضها مع بعض.
- E بعضها مع بعض.

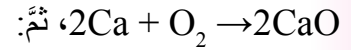
2. أوضّح المقصود بالمصطلحات الآتية:

الرابطة الأيونية، الرابطة التساهمية، الرابطة الفلزيّة، التكافؤ، تركيب لويس.

3. **أقارن** بين المركّبات الأيونية والمركّبات التساهمية من حيث الخصائص المذكورة في الجدول الآتي:

الخاصية	المركّبات الأيونية	المركّبات التساهمية
درجات الانصهار والغليان.		
الذائبة في الماء.		
توصيل الكهرباء في الحالة الصلبة.		
توصيل الكهرباء في حالة المحلول.		

4. أدرس المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية جيّداً:



أ . أمثّل المواد المتفاعلة في تركيب لويس.

ب . أمثّل المواد الناتجة في تركيب لويس.

ج . أوضّح كيف وصلت ذرة الكالسيوم Ca إلى توزيع إلكترونيّ يشبه التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.

د . أجد تكافؤ كلّ من ذرتي الكالسيوم والأكسجين.

5. أكتب الصيغة الكيميائية للمركّبات الآتية:

نترات الأمونيوم، هيدروكسيد الحديد (II)، كبريتات الكالسيوم.

6. **أصمّم تجربة** أميّز فيها بين مركّب بروميد البوتاسيوم KBr وشمع البارفين.

7. **أفسّر** ما يأتي:

أ . الفلزّات موصلة جيّدة للتيار الكهربائيّ.

ب . درجة انصهار مركّب أكسيد المغنيسيوم MgO أعلى من درجة انصهار مركّب

كلوريد الصوديوم $NaCl$.

8. **أفسّر** سبب عدم قابلية المركّبات الأيونية للطرق والسحب، مُستعيناً بنموذج الرابطة الفلزيّة.

14. **أستنتج:** أي المواد الآتية:

(Al, CH₄, KCl, C₂H₂, C₂H₄)
على مادة:

أ . توصل التيار الكهربائي وهي في الحالة الصلبة؟

ب . توصل التيار الكهربائي وهي في حالة المحلول؟

ج . قابلة للطرق والسحب؟

د . روابطها تساهمية أحادية؟

هـ . تمتلك رابطة تساهمية ثنائية؟

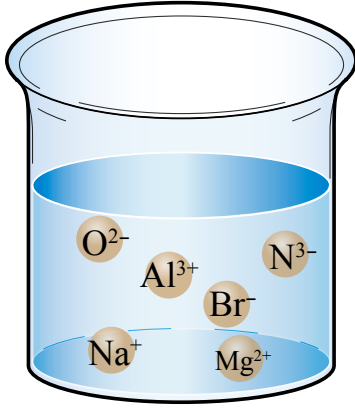
و . تمتلك رابطة تساهمية ثلاثية؟

15. **أصمّم خريطة مفاهيمية:** درّست في الوحدة الثانية

المفاهيم الأساسية الآتية، أصمّم خريطة مفاهيمية

مناسبة لتحديد العلاقات بين هذه المفاهيم:

16. **أستنتج** اتفحص الأيونات في الكأس الزجاجية،
ثمّ أعدد أكبر عدد من المركّبات التي قد تتكوّن
من هذه الأيونات في حال تبخر الماء.



أيون سالب

تركيب لويس

الرابطة

التساهمية الأحادية

الرابطة

التساهمية الثنائية

الروابط

الكيميائية

أيون موجب

الرابطة

التساهمية

الرابطة الأيونية

الصيغ الكيميائية

الرابطة

التساهمية الثلاثية

مركّب أيوني

مسرّد المصطلحات

- أعداد الكمّ **Quantum Numbers**: الأعداد الثلاثة التي نتجت من حلّ معادلة شرودنجر الرياضية، وهي أعداد الكمّ: الرئيس، والفرعي، والمغناطيسي، وأضيف إليها عدد كمّ رابع هو عدد الكمّ المغزلي.
- الألفة الإلكترونية **Electron Affinity**: مقدار التغيّر في طاقة الذرة المتعادلة المقترن بإضافة إلكترون إليها في الحالة الغازية.
- بحر الإلكترونات **Sea of Electrons**: إلكترونات التكافؤ لذرات الفلزّ في البلورة التي تحيط بالأيونات الموجبة في الاتجاهات جميعها.
- التردد **Frequency (v)**: عدد الموجات التي تمرّ بنقطة في ثانية، ويقاس بالهيرتز (Hz).
- تركيب لويس **Lewis Structure**: التمثيل النقطي للإلكترونات التكافؤ، وفيه يرمز إلى كلّ إلكترون تكافؤ بنقطة واحدة توضع على رمز العنصر.
- التوزيع الإلكتروني **Electronic Configuration**: عملية ترتيب الإلكترونات في الذرة وفق مستويات الطاقة المختلفة.
- الذرة المثارة **Atom Exited**: ذرة العنصر التي امتصّت كمّيّة الطاقة؛ ما أدّى إلى انتقال أحد إلكتروناتها (أو أكثر) من المستوى الموجود فيه إلى مستوى أعلى من الطاقة.
- الرابطة الأيونية **Ionic Bond**: القوّة التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركّبات.
- الرابطة الفلزيّة **Metallic Bond**: قوّة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزّات والإلكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية.
- الرابطة التساهمية **Covalent Bond**: الرابطة الكيميائية الناتجة من تشارك ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزيّة بزواج أو أكثر من الإلكترونات.
- الرابطة التساهمية الأحادية **Mono Covalent Bond**: الرابطة التساهمية التي تنشأ من تشارك ذرتين في زوج واحد من الإلكترونات.
- الرابطة التساهمية الثنائية **Double Covalent Bond**: الرابطة التساهمية التي تنشأ من تشارك ذرتين في زوجين من الإلكترونات.
- الرابطة التساهمية الثلاثية **Triple Covalent Bond**: الرابطة التساهمية التي تنشأ من تشارك ذرتين في ثلاثة أزواج من الإلكترونات.

- الروابط الكيميائية **Chemical Bonds**: قُوَّةُ تجاذبٍ تنشأُ بينَ ذَرَّتَيْنِ أوْ أَكْثَرَ عِنْدَ ارتباطِ بعضها ببعضٍ.
- السالبية الكهربائية **Electronegativity**: قدرةُ الذرةِ على جذبِ إلكتروناتِ الرابطةِ نحوها عندَ ارتباطها بذرةٍ أخرى.
- شحنة النواة الفعالة **Effective Nuclear Charge**: مقدارُ شحنةِ النواةِ الفعليةِ التي تُؤثِّرُ في إلكتروناتِ المستوى الخارجيِّ.
- الصيغ الكيميائية **Chemical Structure**: طريقةٌ موجزةٌ للتعبيرِ عن نسبِ الذراتِ ونوعِها، التي يتكوَّنُ منها المركَّبُ الكيميائيُّ.
- طاقة التأين **Ionization Energy**: الحدُّ الأدنى من الطاقةِ اللازمةِ لنزعِ الإلكترونِ الأبعدِ عن النواةِ في الحالةِ الغازيةِ للذرةِ أو الأيونِ.
- طول الموجة **(λ) Wavelength**: المسافةُ الفاصلةُ بينَ قَمَتَيْنِ متتاليتينِ، أو قاعَيْنِ متتاليتينِ، وبوجهِ عامٍّ، فإنَّ المسافةَ بينَ أيِّ نقطتينِ متناظرتينِ ومتتاليتينِ تساوي طولَ الموجيِّ، ويقاسُ بالمترِ، أو النانومترِ.
- طيف الانبعاث الخطي **Line Emission Spectrum**: مجموعةٌ من الأطوالِ الموجيةِ للضوءِ الصادرِ عن ذراتِ العنصرِ المثارةِ عندَ عودةِ الإلكترونِ فيها إلى حالةِ الاستقرارِ، تظهرُ في صورةِ مجموعةٍ من الألوانِ المتباعدةِ التي تظهرُ في منطقةِ الطيفِ المرئيِّ.
- الطيف الذري **Atomic Spectrum**: الطيفُ الصادرُ عن ذراتِ العناصرِ المثارةِ في الحالةِ الغازيةِ.
- الطيف الكهرمغناطيسي **Electromagnetic Spectrum**: جميعُ الأطوالِ الموجيةِ التي يتكوَّنُ منها الضوءُ.
- الطيف المتصل **Continuous Spectrum**: مجموعةُ الأطوالِ الموجيةِ التي تظهرُ في صورةِ مجموعةٍ من الألوانِ المتتابعةِ المتداخلةِ (قوسُ المطرِ) التي يتكوَّنُ منها الضوءُ العاديُّ.
- الطيف المرئي **Visible Spectrum**: حزمةٌ ضيقةٌ من الطيفِ الكهرمغناطيسيِّ يُمكنُ تمييزُها بالعينِ، وتتراوحُ أطوالُها الموجيةُ بينَ 350 نانومتراً و 800 نانومتراً.
- الطيف غير المرئي **Invisible Spectrum**: الأطوالُ الموجيةُ التي يتألَّفُ منها الطيفُ الكهرمغناطيسيُّ، ويقلُّ طولُها الموجيُّ عن 350 نانومتراً، ويزيدُ على 800 نانومتراً، ولا يُمكنُ تمييزُها بالعينِ.
- العدد الذري **Atomic Number**: عددُ البروتوناتِ الموجبةِ في النواةِ، وهو يساوي عددَ الإلكتروناتِ في الذرةِ المتعادلةِ.

- **العناصر الانتقالية Transition Elements**: عناصر تقع في وسط الجدول الدوري، ويضاف الإلكترون الأخير في توزيعها الإلكتروني إلى المستوى الفرعي d أو f.
- **العناصر الممثلة The Representative Elements**: مجموعة من العناصر تضم عناصر المجموعات ذوات الأرقام (1، 2، 13 - 18) في الجدول الدوري، وينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوى الفرعي s، أو المستوى الفرعي p.
- **الفلك Orbital**: منطقة فراغية حول النواة، يكون فيها احتمال وجود الإلكترونات أكبر ما يمكن.
- **الفوتونات Photons**: جسيمات مادية متناهية في الصغر تمثل الوحدات الأساسية المكونة للضوء، ويحمل كل منها مقداراً محدداً من الطاقة.
- **قاعدة هوند Hund's Rule**: توزع الإلكترونات بصورة منفردة على أفلاك المستوى الفرعي الواحد في اتجاه الغزل نفسه، ثم إضافة ما تبقى من إلكترونات إلى الأفلاك في اتجاه مغزلي معاكس.
- **الكم Quantum**: مقدار محدد من الطاقة ينبعث من الذرة المثارة؛ نتيجة انتقال الإلكترون فيها من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل، على نحو يوافق فرق الطاقة بين المستويين.
- **مبدأ الاستبعاد لباولي Pauli Exclusion Principle**: عدم وجود إلكترونين في الذرة نفسها، لهما نفس قيم أعداد الكم الأربعة.
- **مبدأ أوفباو Aufbau**: امتلاء الأفلاك بالإلكترونات وفقاً لتزايد طاقاتها، بحيث توزع الإلكترونات أولاً في أدنى مستوى للطاقة، ثم تملأ المستويات العليا للطاقة.
- **المركبات الأيونية Ionic Compounds**: مركبات تنشأ عن تجاذب الأيونات الموجبة والسالبة في البلورة الصلبة.
- **المركبات الجزيئية Molecular Compounds**: المركبات الناتجة من تشارك ذرات العناصر اللافلزية في زوج أو أكثر من الإلكترونات.
- **مستوى الطاقة Energy Level**: منطقة تحيط بالنواة، وفيها توجد الإلكترونات، وتحدد طاقة الإلكترون ومعدل بعده عن النواة.
- **المعادلة الموجية Wave Equation**: معادلة رياضية تصف بوجه عام حركة الأمواج بأشكالها المختلفة.
- **نصف القطر الذري Atomic Radius**: نصف المسافة الفاصلة بين ذرتين متجاورتين في البلورة الصلبة.

قائمة المراجع

أولاً- المراجع العربية:

- إبراهيم صادق الخطيب، مصطفى تركي عبيد، **الكيمياء العامة**، دار المسيرة للنشر والتوزيع، عمّان، 2004م.
- جيمس برادي، جيرارد هيوم ستون، **الكيمياء العامة والمبادئ والبنية**، ج1، ترجمة سليمان سعسع ومأمون الحلبي، نيويورك، جون ويلي للنشر، 1992م.
- خليل حسام، **موسوعة الكيمياء الشاملة**، دار أسامة للنشر، ج2، 2009م .
- صالح محمد، صابر محمد، عثمان عثمان، **أسس ومبادئ الكيمياء**، ج2، الدار العربية للنشر، 2000م.
- محمد إسماعيل الدرمللي، **الدليل في الكيمياء: الكيمياء العامة؛ ماهيتها، عناصرها**، دارالعلم والإيمان ودار الجديد للنشر والتوزيع، 2018م.

ثانياً- المراجع الأجنبية:

- Brady, Russell, Holum, **Chemistry Matter and its Change**, 3rd Ed, Wiley, 2000.
- Ebbing ,Gammon, **General Chemistry**, 10th Ed, Houghton Mifflin Company, 2011.
- McQuarrie, Donald, et al. **Colligative Properties of Solutions"** General Chemistry, Mill Valley: Library of Congress, 2011.
- Myers, Thomas, Oldham, **Chemistry**, Online Ed, Holt, Rinehart Winston, 2006.
- Raymond Change, **Chemistry**, 10th Edition, Singapore, 2010.
- Stevens Zumdal, **Chemistry**, 7th Ed, Boston, New York, 2007
- Sunley, Chris and Goodman, Sam, Collins International Cambridge IGCSE **Chemistry**, Collins, 2014.
- Winter, Mark J, **Chemical Bonding** , Oxford 2004 .

