



الكيمياء

الصف العاشر - كتاب الطالب

الفصل الدراسي الأول

10

فريق التأليف

موسى عطا الله الطراونة (رئيساً)

بلال فارس محمود تيسير عبد المالك الصبيحات

حازم محمد أحمد عبد الله نايف دواغرة

روناهي «محمد صالح» الكردي (منسقاً)

الناشر: المركز الوطني لتطوير المناهج

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

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

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

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.

© Harper Collins Publishers Limited 2020.

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

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

ISBN: 978 - 9923 - 41 - 051 - 6

المملكة الأردنية الهاشمية
رقم الإيداع لدى دائرة المكتبة الوطنية
(2020/8/2979)

373,19

الأردن. المركز الوطني لتطوير المناهج

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

ج1(90) ص.

ر.إ.: 2020/8/2979

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

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

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

British Library Cataloguing -in- Publication Data

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

1441 هـ / 2020 م

1442 هـ / 2021 م

الطبعة الأولى (التجريبية)

أعيدت طباعته

قائمة المحتويات

الموضوع	الصفحة
المقدمة	5
الوحدة الأولى: بنية الذرة وتركيبها	7
تجربة استهلاكية: 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 استهلاكية: 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: المركّبات والروابط الكيميائية

62 تجربة استهلاكية: الروابط في المركّبات التساهمية

61 الدرس الأول: الروابط الكيميائية وأنواعها

70 الدرس الثاني: الصيغ الكيميائية وخصائص المركّبات

82 الإثراء والتوسع: السبائك

83 مراجعة الوحدة

86 مسردُ المصطلحات

89 قائمة المراجع

بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَنِ الرَّحِيمِ

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، ومجازاة أقرانهم في الدول المتقدمة.

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

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، ومُعْتَرٍّ - في الوقت نفسه - بانتمائه الوطني. وتأسيساً على ذلك، فقد اعتُمدت دورة التعلُّم الخشائية المنبثقة من النظرية البنائية التي تمنح الطالب الدور الأكبر في العملية التعلُّمية التعليمية، وتوفّر له فرصاً عديدة للاستقصاء، وحلّ المشكلات، والبحث، واستخدام التكنولوجيا وعمليات العلم، فضلاً عن اعتماد منحنى STEAM في التعليم الذي يُستعمل لدمج العلوم والتكنولوجيا والهندسة والفن والعلوم الإنسانية والرياضيات في أنشطة الكتاب المتنوعة، وفي قضايا البحث.

يتألّف الكتاب من ثلاث وحدات دراسية، هي: بنية الذرّة وتركيبها، والتوزيع الإلكتروني والدورية، والمركّبات والروابط الكيميائية.

أُلحِقَ 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. وتضمّن الكتاب أيضًا 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 يسهم في تحقيق الأهداف والغايات النهائية
المنشودة لبناء شخصيّة المتعلّم، وتنمية اتجاهات حبّ التعلّم ومهارات التعلّم المستمرّ، فضلًا عن
تحسين الكتاب بإضافة الجديد إلى محتواه، وإثراء أنشطته المتنوّعة، والأخذ بملاحظات المعلّمين.

والله ولي التوفيق

المركز الوطني لتطوير المناهج

بِنْيَةُ الذَّرَّةِ وَتَرْكِيْبُهَا

The Structure and Composition of The Atom

الوحدة

1



أَتَأَمَّلُ الصَّوْرَةَ

تدورُ الإلكتروناتُ حولَ النواةِ في مستوياتٍ مُحدَّدةٍ منَ الطاقةِ، فما طاقةُ هذهِ المستوياتِ؟
ما دلائلُ انتقالِ الإلكترونِ بينَ المستوياتِ المُختلفةِ للطاقةِ في الذرَّةِ؟

الفكرة العامة:

يُعدُّ تطوُّر العلوم وأدوات البحث العلميِّ الأساسَ 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 ذرات العناصر بتردداتٍ مُعيَّنة اعتمادًا على تركيبها وبنيتها.

الدرس الثاني: النموذج الميكانيكيُّ الموجيُّ للذرَّة.

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

تجربة استعلاية

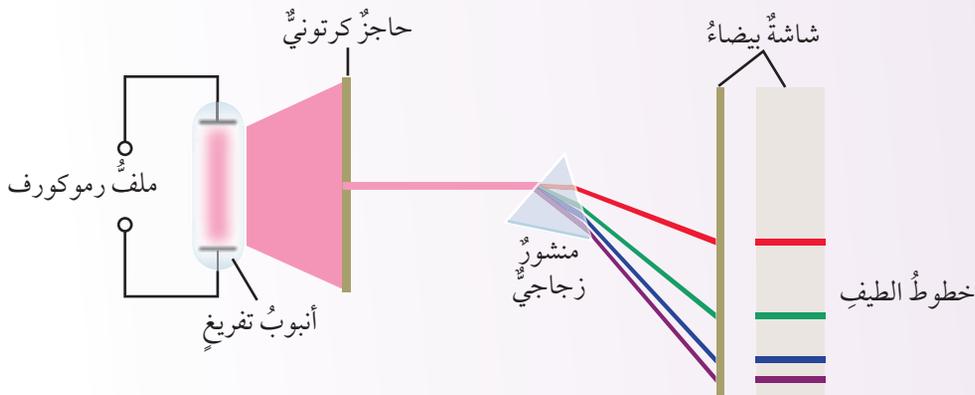
الطيف الذري

المواد والأدوات: شاشة أو ورقة كرتون بيضاء، منشور زجاجي، حاجز كرتوني مقوى، أنبوب تفريغ (الصدويوم، الهيدروجين، النيون)، مصباح ضوئي، ملف رمكورف، مصدر كهربائي.

إرشادات السلامة: الحذر عند استعمال ملف رمكورف؛ فهو ذو فولتية عالية جدًا.

خطوات العمل:

- 1 أعمل شقًا مستطيلًا رفيعًا في حاجز الكرتون، طوله 2 cm.
- 2 أضع الشاشة البيضاء على مسافة مناسبة من شق حاجز الكرتون بحيث تكون مُقابله له، ثم أضع المنشور الزجاجي في منتصف المسافة بينهما.
- 3 أضيء المصباح، ثم أضعه خلف حاجز الكرتون على نحو يسمح لحزمة ضوئية ضيقة بالمرور خلال الشق.
- 4 **ألاحظ:** أحرك المنشور الزجاجي لتعديل زاوية سقوط الضوء عليه حتى يتجمع الضوء الصادر من المنشور على الشاشة البيضاء.
- 5 **ألاحظ:** أضع أنبوب التفريغ الذي يحوي غاز الهيدروجين محل المصباح الضوئي، ثم أكرر الخطوات السابقة باستعمال ملف رمكورف.



التحليل والاستنتاج:

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

نظرية بور لذرة الهيدروجين

The Bohr Theory of the Hydrogen Atom

1

الدرس

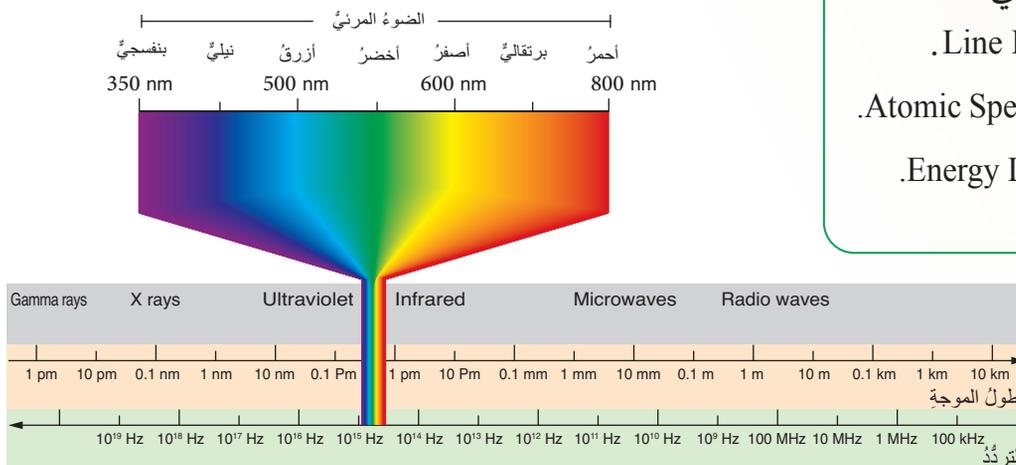
الضوء مصدر معلومات عن الذرة

Light Provides Information About The Atom

يُعدُّ الضوء المصدر الرئيس للمعلومات التي استندت إليها النظريات الحديثة في تفسير بنية الذرة وتركيبها؛ فقد لاحظ العلماء في أواخر القرن التاسع عشر انبعاث الضوء من بعض العناصر عند تسخينها؛ ما دفعهم إلى دراسة الضوء وتحليله، وتوصلوا إلى ارتباط سلوك العنصر بالتوزيع الإلكتروني. وقد استند نيلز بور إلى نتائج هذه الدراسات في بناء نموذج الكمي لذرة الهيدروجين. لتعرف نموذج بور، يجب أولاً التعرف على الضوء وخصائصه، أو ما يُسمى الطيف الكهرومغناطيسي.

الطيف الكهرومغناطيسي Electromagnetic Spectrum

ينتشر الضوء في الفراغ بسرعة ثابتة على شكل أمواج يمكن وصفها عن طريق أطوالها الموجية وترددها؛ إذ تتفاوت هذه الأطوال الموجية تفاوتاً كبيراً، فبعضها يتناهي 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 الضوء - في جميع أطواله الموجية وتردداته - اسم **الطيف الكهرومغناطيسي Electromagnetic Spectrum**. والشكل (1) يبين الأطوال الموجية والترددات المختلفة للطيف الكهرومغناطيسي.



الفكرة الرئيسة:

ينبعث الضوء من ذرة الهيدروجين المثارة في صورة وحدات من الطاقة (وحدات الكم) تُسمى الفوتونات.

نتائج التعلم:

استكشفت الذرة، ومراحل تطورها.

المفاهيم والمصطلحات:

- الطيف الكهرومغناطيسي
- Electromagnetic Spectrum
- الطيف المتصل Continuous Spectrum
- الطيف المرئي Visible Spectrum
- الطيف غير المرئي Invisible Spectrum
- طول الموجة Wavelength
- التردد Frequency
- الذرة المثارة Exited Atom
- الكم Quantum
- الفوتون Photon
- الطيف الخطي Line Spectrum
- طيف الانبعاث الخطي Line Emission Spectrum
- الطيف الذري Atomic Spectrum
- مستوى الطاقة Energy Level

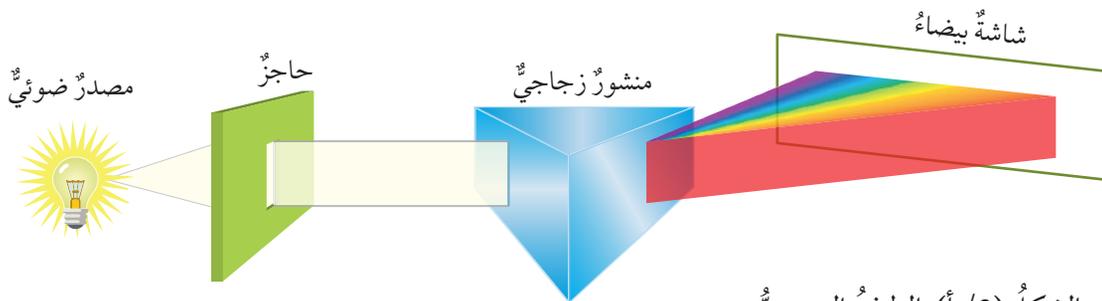
الشكل (1): الطيف الكهرومغناطيسي.

ينقسم الطيف الكهرومغناطيسي إلى قسمين، هما:

أ- الطيف المرئي **Visible Spectrum**: يُمثل هذا الطيف الضوء العادي (ضوء الشمس) الذي نشاهدُه في الفضاء، ويمكن للعين تمييزه، وهو مدى ضيق من الأطوال الموجية في الطيف الكهرومغناطيسي، يتراوح بين 350 نانومتراً و 800 نانومتراً، ويظهر عند تحليل الضوء العادي 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 (أ/2). من الأمثلة على الطيف المرئي قوس المطر الذي يظهر في السماء نتيجة تشتيت حبات المطر لضوء الشمس كما في الشكل (ب/2).

الشكل (2/ب): قوس المطر.

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



الشكل (2/أ): الطيف المستمر.

أفسر سبب تحلل الضوء بعد خروجه من المنشور.

أجرى العالمان ماكس بلانك وألبرت آينشتاين تجارب عديدةً لدراسة الضوء وتعرّف طبيعته، أسفرت عن معرفة الطبيعة المزدوجة (موجية-مادية) للضوء، وانبعاثه من الذرات بترددات محددة تُسمى الكَمّ Quantum، أو الفوتونات Photons التي يحمل كلُّ منها مقداراً مُحدّداً من الطاقة يتناسبُ طردياً مع تردده، وهي تُمثّل الوحدات الأساسية المُكوّنة للضوء. وقد عبّر عنها بلانك بالعلاقة الآتية:

$$E = h\nu$$

حيثُ:

E: طاقة الفوتون وتُقاسُ بالجول (J).

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

ν : تردد الضوء ويُقاسُ بالهيرتز (Hz).

أثبتت الدراسات الفيزيائية أنّ تردد الضوء يتناسبُ عكسياً مع طول موجته، وأنّه يُمكنُ التعبيرُ عن ذلك بالعلاقة الآتية:

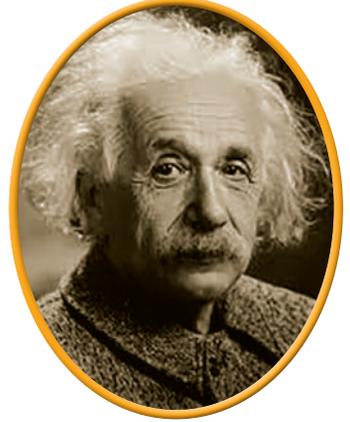
$$c = \lambda\nu$$

حيثُ:

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

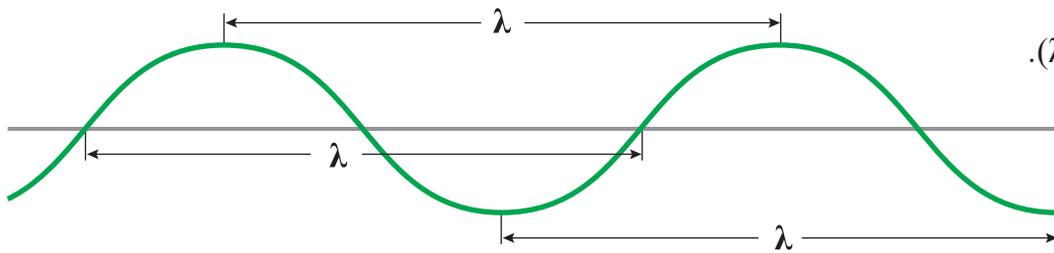


العالم ماكس بلانك.



العالم ألبرت آينشتاين.

طول الموجة (Wavelength λ): المسافة الفاصلة بين قمتين متتاليتين، أو قاعين متتاليتين. وهي تُقاسُ بالمتّر، أو النانومتر. والشكل (3) يُبيّن طول الموجة.

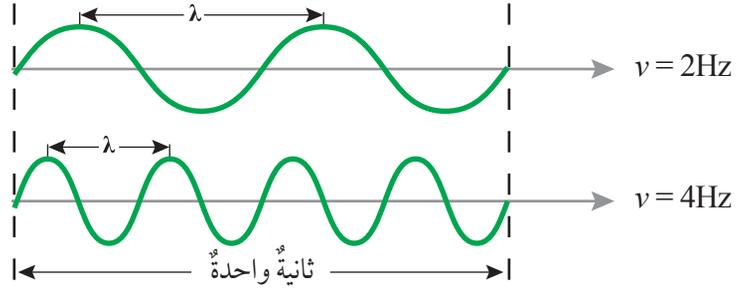


الشكل (3):

طول الموجة (λ).

الشكل (4): التردد، وعلاقته بطول الموجة.

أقارن: أيهما أكبر: طول الموجة الأولى أم طول الموجة الثانية؟

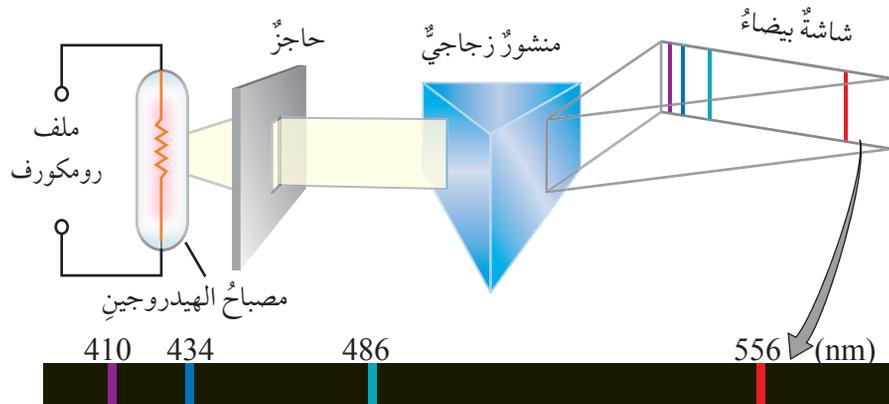


التردد (v) Frequency: عدد الموجات التي تمر بنقطة في ثانية، وهو يقاس بالهيرتز (Hz)، ويتناسب عكسياً مع طول الموجة. والشكل (4) يبين التردد، وعلاقته بطول الموجة.

الطيف الذري Atomic Spectrum

لاحظ العلماء أن ذرات العنصر تكتسب طاقة عند تسخينها، فتصبح في حالة عدم استقرار، في ما يُعرف باسم **الذرات المثارة Exited Atoms**، وأن الذرة لا تعود إلى حالة الاستقرار إلا بعد فقدها الطاقة على شكل أمواج ضوئية. وقد توقع العلماء أن يكون الضوء الصادر عن هذه الذرات متصلاً. ولكن 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 يُعرف باسم **الطيف المنفصل، أو الطيف الخطي Line Spectrum**، ويُعرف أيضاً باسم **طيف الانبعاث الخطي Line Emission Spectrum**. والشكل (5) يبين الطيف الخطي لذرة الهيدروجين.

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



الرَبْطُ بالحياة

صاعقُ الناموس والحشرات.

تتميزُ الحشراتُ بقدرتها على رؤية الأشعة فوق البنفسجية، وغالبًا تنجذبُ الحشراتُ الليليةُ إلى مصادرِ الضوء التي تبعثُ منها هذه الأشعة، وللقضاء على هذه الحشرات والتخلص منها طُوِّرت أنواعٌ عديدةٌ من الأجهزة التي تعتمدُ على هذا السلوك عند الحشرات، مثل صاعقِ الناموس، الذي يحتوي على مصباح يُطلقُ أشعةً فوق بنفسجية تجذبُ إليها الحشرات، فيجري حينئذٍ صعقها كهربائيًا عن طريق أسلاكٍ عالية الجهدِ موضوعةٍ بالقربِ من المصباح.

عندَ تحوُّلِ ذرَّاتِ العنصرِ إلى ذرَّاتٍ مثارةٍ، فإنَّها تكتسبُ طاقةً على شكلِ إشعاعاتٍ ذاتِ تردداتٍ وأطوالٍ موجيةٍ مُحدَّدةٍ، تُسمَّى طيفَ الامتصاصِ الخطِّيِّ، الذي يُمكنُ تعرُّفهُ بإمرارِ طيفٍ مستمرِّ (طيفُ الشمسِ مثلًا) خلالَ بخارِ أحدِ العناصرِ، فتمتصُّ ذرَّاتُ العنصرِ خطوطَ الطيفيةِ الخاصةَ بها؛ ما يُظهرُ طيفَ الامتصاصِ في المطيافِ على شكلِ خطوطٍ معتمةٍ سوداءٍ (مناطقِ الامتصاصِ)، وعندَ مقارنتها بطيفِ الانبعاثِ للعنصرِ نفسه يُمكنُ التنبُّؤُ بها؛ فهي تُشبهُ طيفَ الانبعاثِ للعنصرِ نفسه من حيثِ التردداتِ، والأطوالِ الموجيةِ، ولكنَّها تكونُ على شكلِ خطوطٍ معتمةٍ، في حينِ تكونُ خطوطُ طيفِ الانبعاثِ على شكلِ خطوطٍ مضيئةٍ ملونةٍ. ويُمثِّلُ الشكلُ (6) مقارنةً بينَ طيفِ الامتصاصِ الخطِّيِّ وطيفِ الانبعاثِ الخطِّيِّ لذرَّاتِ عنصرِ الليثيوم.

يُعدُّ طيفُ الانبعاثِ الخطِّيِّ مُميِّزًا للعنصرِ (مثلُ بصمةِ الإصبعِ للإنسانِ)؛ إذ أثبتت دراساتُ التحليلِ الكيميائيِّ (اختبارُ اللهبِ) أنَّ لكلِ عنصرٍ طيفًا خطِّيًّا خاصًا به يُميِّزهُ من الطيفِ الخطِّيِّ لأيِّ عنصرٍ آخرِ. فللصوديوم -مثلًا- طيفٌ أصفرُ اللونِ، وللبوتاسيومِ لونٌ بنفسيٌّ، وللباريومِ لونٌ أخضرٌ مُصفرُّ.



الشكلُ (6): مقارنةً طيفِ الامتصاصِ بطيفِ الانبعاثِ الخطِّيِّ لذرَّاتِ عنصرِ الليثيوم.

يُذكَرُ أَنَّ الطيفَ الذرِّيَّ يُسْتخدَمُ على نطاقٍ واسعٍ في التحاليلِ الكيميائيةِّ لتعرُّفِ العناصرِ المُكوِّنةِ للمُرَكَّبَاتِ والموادِّ المختلفةِ، وكذلك في مجالِ التحاليلِ الطيِّبةِ، والصناعيةِ، والزراعيةِ، وغيرها، وهو يُعدُّ الأساسَ الذي قامتْ عليه نظريةُ بور لذرَّةِ الهيدروجينِ.

أفكر: لماذا يختلفُ الطيفُ الذرِّيُّ من عنصرٍ إلى آخر؟

✓ **أنحقق:** أقرن بين الضوء الذي يظهر في الطيف المتصل والضوء الذي يظهر في الطيف المنفصل.

التجربة 1

اختلاف طيف الانبعاث للفلزات المختلفة

- 4- **أجرب، أطبق:** أغمس سلك البلاتين في الماء المُقطَّر، ثم أغمسه في كلوريد الصوديوم ليلتقط بعض الملح.
- 5- **ألاحظ:** أضع سلك البلاتين على اللهب لحرِّق الملح. ما لون الطيف الذي أشاهده؟ أدون إجابتي في جدول.
- 6- **أطبق:** الخطوات السابقة على جميع الأملاح الأخرى التي ورد ذكرها آنفاً، مُدَوِّناً في الجدول لون الطيف في كلِّ مرَّة.

التحليل والاستنتاج:

- 1- هل يختلف لون الطيف من فلز إلى آخر في المُرَكَّبَاتِ السابقة؟
- 2- اعتماداً على ألوان الطيف المرئي، ما العلاقة بين لون طيف الفلز وطاقته؟
- 3- ما سبب اختلاف طاقة طيف الانبعاث الصادر عن ذرَّات الفلزات المختلفة؟

المواد والأدوات: كلوريد الصوديوم، كلوريد الليثيوم، كلوريد البوتاسيوم، كلوريد الكالسيوم، كلوريد النحاس (I)، سلك بلاتين، محلول حمض الهيدروكلوريك المُخفَّف، موقد بنسن، ماء مُقطَّر، زجاجات ساعة عددها (5)، كأس زجاجية.

إرشادات السلامة:

- اتباع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- إشعال عود النَّقَابِ أو الولاعة قبل فتح غاز بنسن.
- عدم لمس حمض الهيدروكلوريك، أو استنشاق بخاره.

خطوات العمل:

- 1- أضع في كلِّ زجاجة ساعة كمية قليلة من أحد الأملاح.
- 2- أشعل موقد بنسن، ثم أتركه قريباً من مكان تنفيذ الإجراءات.
- 3- **أجرب، أطبق:** أغمس سلك البلاتين في محلول حمض الهيدروكلوريك لتنظيفه من أيِّ عوالق، ثم أضعه على اللهب بضع ثوانٍ.

Bohr's Postulates Theory بور فرضيات نظرية

تَمَكَّنَ العالمُ رذرفورد من وضع نموذجٍ لتفسيرِ بنيةِ الذرَّةِ، أشارَ فيه إلى أنَّ الذرَّةَ تتكوَّنُ من نواةٍ موجبةِ الشحنةِ، تتركزُ فيها معظمُ كتلةِ الذرَّةِ، وتدورُ حولها الإلكتروناتُ السالبةُ في مساراتٍ دائريةٍ؛ ما يجعلُ الذرَّةَ مُتعادلةً الشحنةِ الكهربائية.

أسهمتِ القوانينُ والنظرياتُ الفيزيائيةُ في إظهارِ قصورِ هذا النموذجِ؛ إذ أفادتْ بوجودِ فقدِ الإلكترونِ الطاقةَ باستمرارٍ في أثناءِ دورانهِ حولَ مركزِ مشحونٍ؛ ما يعني أنَّه يدورُ في مسارٍ يقلُّ نصفُ قطرهِ تدريجياً إلى أن يسقطَ في المركزِ. وبناءً على ما سبق، يُفترضُ أن تسقطَ الإلكتروناتُ في النواةِ، وتهدمَ الذرَّةَ، لكنَّ ذلكَ لا يحدثُ حقيقةً؛ فالذراتُ باقيةٌ لا تتهدمُ.

اعتمدَ العالمُ نيلز بور على النتائجِ التي توصلَ إليها العالمانِ بلانك و آينشتاين، ودرسَ ذرَّةَ الهيدروجينِ، وتوصلَ إلى نظريةٍ تُفسِّرُ حركةَ الإلكتروناتِ حولَ النواةِ من دونِ سقوطها في المركزِ. وقد تضمَّنتْ نظريتهُ افتراضينِ، هما:

1 امتلاكُ الإلكترونِ مقداراً مُحدداً من الطاقةِ يساوي طاقةَ المستوى

الموجودِ فيه؛ ما يشيرُ إلى وجودِ مستوياتٍ عدَّةٍ للطاقةِ **Energy Levels** توجدُ فيها الإلكتروناتُ، وتُعرفُ باسمِ المستوياتِ الرئيسةِ للطاقةِ، ويُرمزُ إليها بالرمزِ (n)، وتُستخدمُ فيها الأعدادُ (1,2,3,4.....∞). ويبيِّنُ الشكلُ (7) مستوياتِ الطاقةِ في ذرَّةِ الهيدروجينِ؛ حيثُ تساوي طاقةُ وضعِ الإلكترونِ في المستوى اللانهائي صفرًا، وعندما يقتربُ من النواةِ يفقدُ الطاقةَ ويزدادُ انجذابهُ نحوها وتصبحُ طاقةُ وضعِهِ أقلَّ من الصِّفرِ (سالبة). يُمكنُ إيجادُ طاقةِ المستوى الذي يوجدُ فيه الإلكترونُ باستخدامِ العلاقةِ الآتية:

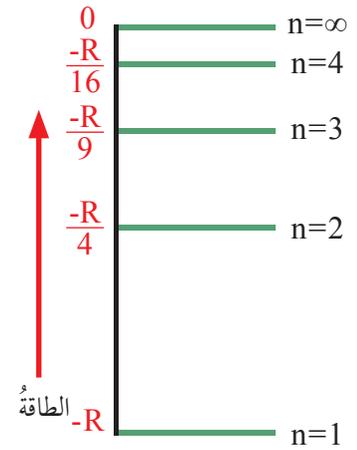
$$E_n = \frac{-R_H}{n^2}$$

حيثُ:

E_n : طاقةُ المستوى، وتُقاسُ بالجول (J).

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

n: رقمُ المستوى الذي يوجدُ فيه الإلكترونُ.



الشكلُ (7): مستوياتُ الطاقةِ في ذرَّةِ الهيدروجينِ.

أستنتجُ العلاقةَ بينَ رقمِ المستوى الرئيسِ في ذرَّةِ الهيدروجينِ وفرقِ الطاقةِ بينَ المستوياتِ.



العالم نيلز بور.



ابحث في مصادر المعرفة المناسبة عن فروض نظرية بور لذرة الهيدروجين، وحسابات الطاقة المرتبطة بها، ثم أعد فلماً قصيراً عن ذلك باستخدام برنامج movie maker، ثم أعرضه أمام زملائك في الصف.

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

a - اكتساب إلكترون ذرة الهيدروجين الموجود في المستوى الأول مقداراً محدداً من الطاقة؛ ما يسمح له بالانتقال من المستوى الذي يوجد فيه 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 الخطي.

وبهذا تمكن بور من تفسير الطيف الخطي 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، فتصبح الذرة في حالة عدم استقرار، وتوصف بأنها ذرة مثارة، 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 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.

n_1 : المستوى الذي انتقل منه الإلكترون.

وبتعويض طاقة المستوى في العلاقة السابقة، فإن:

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

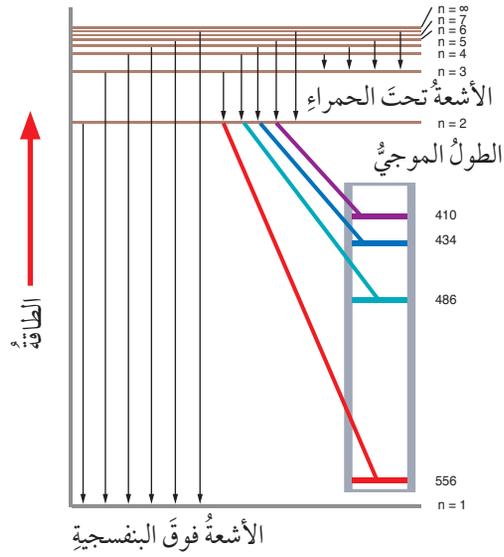
$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

يُمكن إعادة ترتيب هذه العلاقة بحيث تصبح على النحو الآتي

بحيث يكون:

n_1 : مستوى الطاقة الأقل.

n_2 : مستوى الطاقة الأعلى.



الشكل (8):
خطوط الطيف المنبعثة من
ذرة الهيدروجين.

يُبين الشكل (8) خطوط الطيف الناتجة عند عودة الإلكترون من المستوى السادس إلى المستوى الأول في ذرة الهيدروجين، ويُلاحظ أن بعض هذه الخطوط تقع ضمن الطيف المرئي، وأن بعضها الآخر يقع في منطقة الطيف غير المرئي، تبعاً لطاقته، وطول موجته.

✓ **أتحقَّق:**

- 1- أحسب طاقة كل من المستوى الأول، والثاني، واللانهائي (∞) في ذرة الهيدروجين.
- 2- تحفيزاً: ما تردد الضوء المنبعث من ذرة هيدروجين مثارة في المستوى الرابع عند عودتها إلى حالة الاستقرار؟

المثال 1

أحسب طاقة المستوى الرابع في ذرة الهيدروجين في الشكل (8).

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:

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

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

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2} \right)$$

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{16}{16} - \frac{1}{16} \right)$$

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{15}{16} \right) = 2.04 \times 10^{-18} \text{ J}$$

مراجعة الدرس

1- الفكرة الرئيسة: ما الأسس التي اعتمد عليها بور في بناء نظريته لتفسير طيف الهيدروجين؟ ما فروض هذه النظرية؟

- 2- أصنف الأمواج الضوئية الآتية إلى طيف مرئي، وآخر غير مرئي:
- الأشعة تحت الحمراء.
 - أمواج الراديو.
 - الأشعة فوق البنفسجية.
 - الأشعة الزرقاء.
 - الضوء الأصفر.

3- أوضّح: ما المقصود بالطيف الذريّ؟

4- أجب عما يأتي:

- أ - أحسب طاقة موجة الضوء المنبعثة من ذرة الهيدروجين المثارة عند عودة الإلكترون من المستوى الخامس إلى المستوى الثالث.
- ب- أحدد موقع هذا الخط ضمن طيف ذرة الهيدروجين في الشكل (8).

5- أستنتج: إذا كانت طاقة الإشعاع المنبعثة من ذرة هيدروجين مثارة عند عودتها إلى حالة الاستقرار ($1.93 \times 10^{-18} \text{ J}$)، فما رقم مستوى الطاقة الأعلى؟

Wave Mechanical Theory النظرية الميكانيكية الموجية

تمكّن بور من تفسير الطيف الذري للهيدروجين، لكنّه لم يتمكن من تفسير أطيف ذرات العناصر الأخرى؛ لذا توالت تجارب العلماء لمعرفة طبيعة الإلكترون. وقد توصل 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 (9).

وبذلك وضع شرودنغر معادلة رياضية سمّيت **المعادلة الموجية**

Wave Equation، ونتج من حلّها ثلاثة أعداد عُرفت باسم **أعداد الكم Quantum Numbers**.

الفكرة الرئيسة:

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

نتائج التعلم:

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

المفاهيم والمصطلحات:

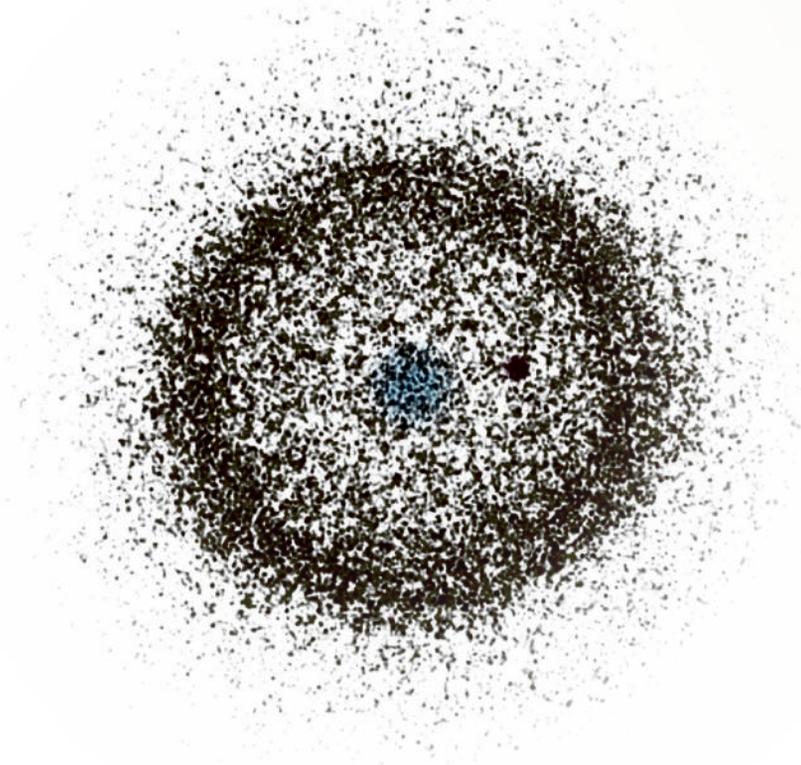
الفلك Orbital.

المعادلة الموجية Wave Equation.

أعداد الكم Quantum Numbers.

مبدأ الاستبعاد لبولي

Pauli Exclusion Principle.



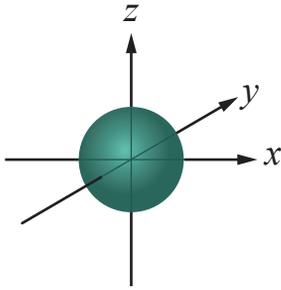
الشكل (9): نموذج السحابة الإلكترونية.

أعداد الكمّ Quantum Numbers

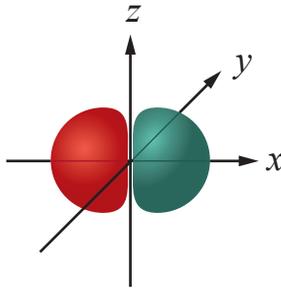
عدد الكمّ الرئيس (n) Principal Quantum Number

يُمثّل عدد الكمّ الرئيس مستوى الطاقة الرئيس، ومُعدّل بُعده عن النواة، وتكون قيمه صحيحة موجبة ($n=1,2,3,4,\dots,\infty$). فالمستوى الرئيس الأول ($n=1$) -مثلاً- هو الأقرب إلى النواة، وأقلّ المستويات طاقةً، وكلّما ازدادت قيمة (n) ازداد بُعد المستوى عن النواة، وازداد حجمه وطاقته. وبذلك، فإنّ عدد الكمّ الرئيس (n) يرتبط بحجم المستوى، ومُعدّل بُعده عن النواة.

الشكل (10): أشكال أفلاك المستويات الفرعية.



أ - شكل الفلك (s).



ب - شكل الفلك (p).

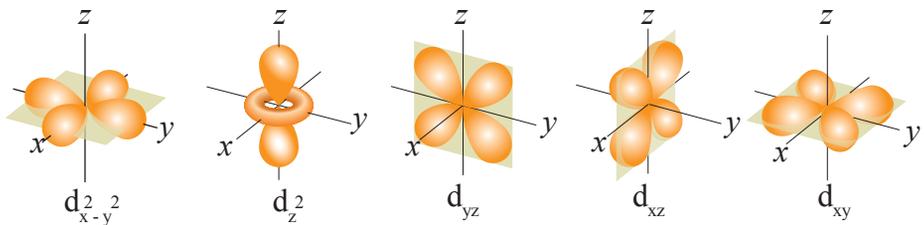
✓ **أتحقّق:** أيهما أكبر حجمًا: المستوى ($n=3$) أم المستوى ($n=4$)؟

عدد الكمّ الفرعي (l) Lateral Quantum Number

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).

يُذكر أنّ لمستويات الطاقة الفرعية (l) قيمًا تتراوح بين 0 و ($n-1$)؛ فقيمة المستويات الفرعية الآتية هي: ($s=0$)، ($p=1$)، ($d=2$)، ($f=3$).

لعدد الكمّ 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 (10/أ، ب، ج) أشكال أفلاك المستويات الفرعية: (d, p, s).



ج - شكل الفلك (d).

عدد الكم المغناطيسي (m_l) Magnetic Quantum Number
 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 (11) الاتجاه الفراغي لأفلاك
 المستوى الفرعي (p) الثلاثة المتعامدة.

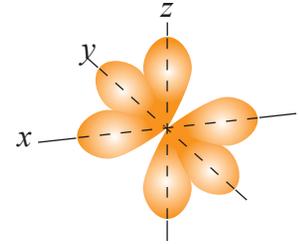
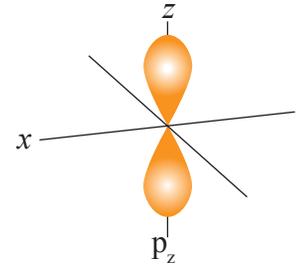
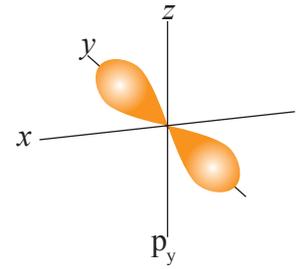
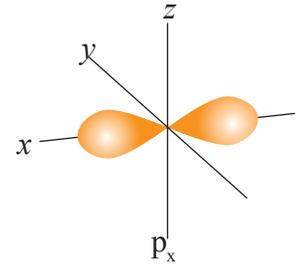
يأخذ عدد الكم المغناطيسي (m_l) قيمًا من $(+l \leftarrow 0 \leftarrow -l)$ ؛
 فالمستوى الفرعي (s) يتكوّن من فلك واحد له قيمة كمية واحدة (0)،
 والمستوى الفرعي (p) يتكوّن من ثلاثة أفلاك (p_x, p_y, p_z) قيمها الكميّة:
 (1, 0, -1) والمستوى الفرعي (d) يتكوّن من خمسة أفلاك قيمها الكميّة:
 (2, 1, 0, -1, -2)، والمستوى الفرعي (f) يتكوّن من سبعة أفلاك قيمها
 الكميّة: (3, 2, 1, 0, -1, -2, -3).

يُمكن اشتقاق العلاقة بين رقم المستوى الرئيس (n) وعدد الأفلاك
 فيه، حيث:

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

✓ **أتحقّق:** ما عدد الأفلاك في المستوى الرئيس المُكوّن من ثلاثة
 مستويات فرعية؟

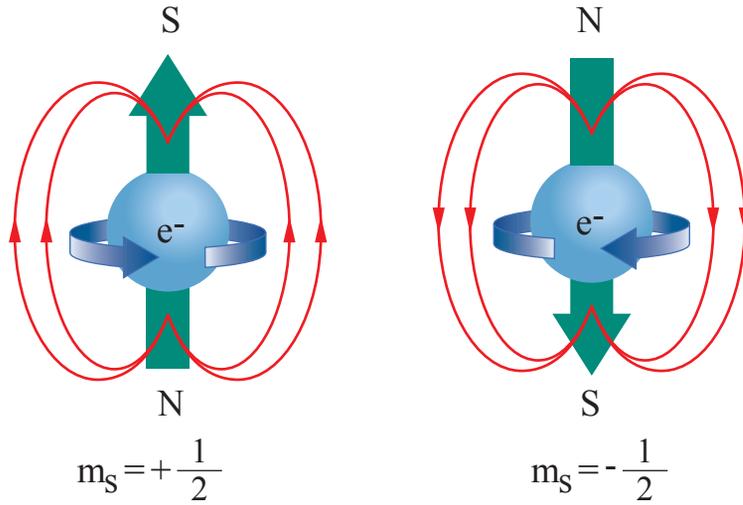
الشكل (11): الاتجاه الفراغي
 لأفلاك المستوى الفرعي (p).



أفلاك (p) مُجمعة.

الشكل (12): الدوران المغزلي للإلكترون.

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



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 كلاً 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. ويبيّن الشكل (12) الدوران المغزلي للإلكترون حول نفسه.

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



العالم باولي.

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



ابحث في مصادر

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

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

يلاحظ من الجدول (1) اختلاف أعداد الكم الأربعة للإلكترونات جميعها؛ 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 أنّهما 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 $2n^2 = (n)$.
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؟

مراجعةُ الدرس

1- الفكرةُ الرئيسيَّةُ: أوضِّحْ المقصودَ بكلِّ عددٍ من أعدادِ الكمِّ الرئيسِ، والفرعيِّ، والمغناطيسيِّ، والمغزليِّ.

2- أُحدِّدُ الخاصيةَ التي يشيرُ إليها كلُّ عددٍ من أعدادِ الكمِّ: الرئيسِ، والمغناطيسيِّ.

3- أُحدِّدُ عددَ المستوياتِ الفرعيةِ في المستوى الرئيسِ الرابعِ.

4- أُحدِّدُ عددَ أفلاكِ المستوى الفرعيِّ (d).

5- أستنتجُ السعةَ القصوى من الإلكتروناتِ التي يستوعبها المستوى الرئيسِ ($n=4$).

6- أفسِّرُ: لا يُمكنُ لإلكترونٍ ثالثٍ دخولَ فلكٍ يحوي إلكترونينِ.

7- أفكِّرُ: هل يُمكنُ لفلكٍ ما في الذرَّةِ أن يتَّخذَ أعدادَ الكمِّ الآتيةَ؟ أعزِّزْ إجابتي بالدليلِ.

$$m_s = \frac{-1}{2}, \quad m_l = -4, \quad \ell = 2, \quad n = 3$$

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، والوقود الأحفوري.

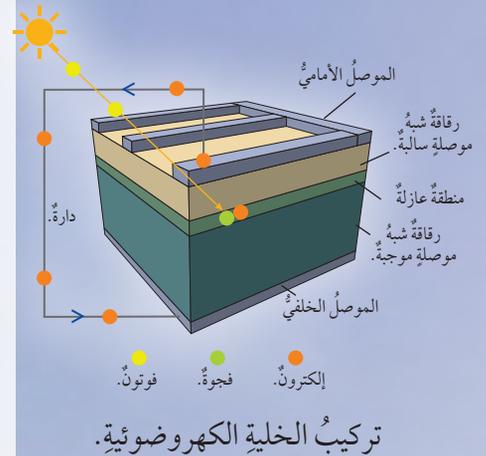
تعدّ الطاقة الشمسية أحد مصادر الطاقة المتجددة الواعدة التي يمكنها معالجة أزمة الطاقة مستقبلاً. وقد تطوّرت صناعة الطاقة الشمسية على نحو مضطرب في مختلف أنحاء العالم؛ نظراً إلى ارتفاع الطلب على الطاقة. وفي هذا السياق، سعى الأردن إلى استغلال هذا المصدر من الطاقة تلبيةً لحاجته المتزايدة منها، فأطلق أكبر مشروع 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 شبيهة موصلية للتيار الكهربائي، مثل: السليكون، والجيرمانيوم الذي تُصنع منه الرقائق والألواح المكوّنة للخلايا الكهروضوئية. ويبيّن الشكل المجاور تركيب الخلية الكهروضوئية.

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



مشروع الطاقة في الأردن الأكبر إقليمياً.



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

مراجعة الوحدة

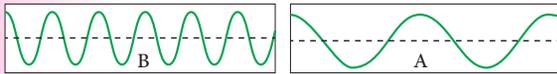
7. تستخدم الإذاعة الأردنية موجاتٍ عدّة ذات تردداتٍ مُتباينة في بثّها المُوجّه إلى مناطقٍ مختلفة في الأردنّ، ومناطقٍ واسعة في مُختلف أنحاء العالم. ومن هذه الترددات:

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

أ. أجد الطول الموجي لكل تردد.

ب. أجد طاقة الفوتون المحتملة لكل تردد.

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



8. يهتم علم الفلك بتحليل طيف الضوء الصادر عن النجوم لتعرف مكوناتها؛ إذ تظهر خطوط الامتصاص الخطي معتمة نتيجة امتصاص الأطوال الموجية بواسطة الذرات والجسيمات المُعلّقة في جو النجم. وتحليل هذه الخطوط يُمكن تعيين العناصر الباعثة والعناصر الماصة المُكوّنة للنجم. يُبين المخطط الآتي الجزء المرئي من الطيف الكهرومغناطيسي وبعض خطوط امتصاص الهيدروجين موضحة على الطيف.



أدرس الشكل، ثمّ أجد خط الامتصاص الذي يُوافق:

أ. الطول الموجي الأقصر.

ب. الطول الموجي الأطول.

ج. التردد الأعلى.

د. أقل طاقة.

9. ذرّة هيدروجين مثارة في مستوى مجهول، يتطلّب تحويلها إلى أيون موجب أن تُزوّد بكمية من الطاقة مقدارها $(0.11 R_H)$ جول. ما رقم المستوى الذي يوجد فيه الإلكترون؟

1. أوضّح المقصود بالمفاهيم والمصطلحات الآتية:
الطيف الكهرومغناطيسي، طيف الانبعاث الخطي، الطيف المتصل، الفوتون.

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

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

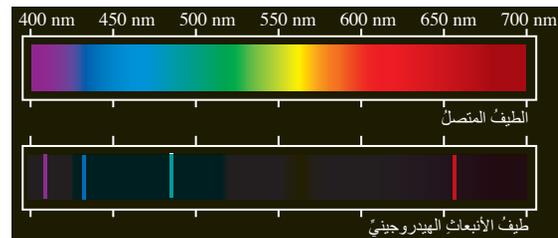
أ. أجد طاقة الإشعاع التي يُمثّلها الرقم (2).

ب. أتنبأ إذا كان طيف الإشعاع الذي يُمثّله الرقم (3) يظهر في منطقة الضوء المرئي أم لا.

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

4. أجد طاقة الإشعاع الصادرة عن ذرّة الهيدروجين المثارة في المستوى الرابع عند عودة الإلكترون فيها إلى المستوى الثاني.

5. أدرس الشكل الآتي الذي يُبين طيف الانبعاث لذرّة الهيدروجين، ثمّ 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. أجد موقع هذا الخط ولونه ضمن الطيف المرئي لذرّة الهيدروجين.

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

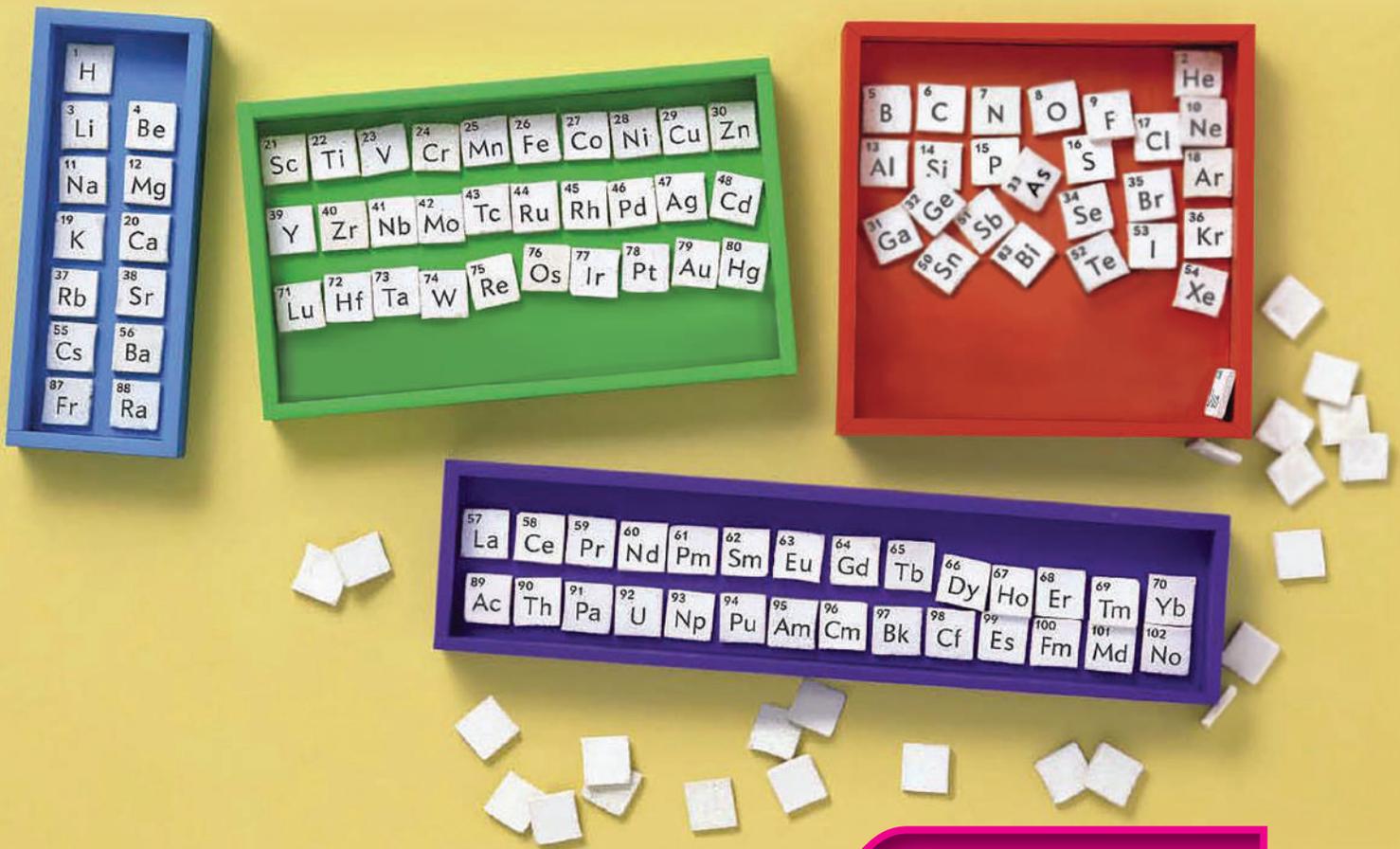
10. إذا كان طول موجة الإشعاع المرافق لعودة الإلكترون من مستوى بعيد إلى المستوى الأول في ذرة الهيدروجين هو (121) نانومتراً، فأجد:
- أ . طاقة هذا الإشعاع.
ب . رقم المستوى الأعلى الذي عاد منه الإلكترون.
11. عدد الكم الرئيسي لإلكترون ($n=3$):
- أ . ما عدد المستويات الفرعية المحتملة؟
ب . ما عدد الأفلاك في هذا المستوى؟
ج . ما السعة القصوى من الإلكترونات التي يمكن أن يستوعبها هذا المستوى؟
د . ما قيم أعداد الكم الفرعية (l)؟
12. أستنتج رمز المستوى الفرعي ذي القيم الكمّية المبيّنة في كل من الحالتين الآتيتين:
- أ . $n=2, l=0$
ب . $n=4, l=1$
13. أضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة لكل جملة مما يأتي:
1. النموذج أو الافتراض الذي يشير إلى وجود خصائص موجية للإلكترون، هو:
- أ . آراء بلانك وآينشتاين. ب . نموذج رذرفورد.
ج . النموذج الميكانيكي الموجي. د . نموذج بور.
2. الفكرة التي قدّمها بور عن الذرة، هي:
- أ . لكل فلك حجم، وشكل، واتجاه خاص به.
ب . طاقة الإلكترون لا تتغير ما لم يُغادر مستواه.
ج . للضوء طبيعة مزدوجة (مادية - موجية).
د . لكل مستوى سعة محدّدة من الإلكترونات.
3. الخاصية الفيزيائية المرتبطة بعدد الكم الفرعي، هي:
- أ . معدّل البعد عن النواة. ب . الشكل العام للفلك.
ج . الاتجاه الفراغي للفلك. د . اتجاه الغزل.
4. لا تتماثل أفلاك (p) الثلاثة ضمن المستوى الرئيسي الواحد نفسه في إحدى الخصائص الآتية:
- أ . الاتجاه الفراغي. ب . الشكل.
ج . الطاقة. د . السعة من الإلكترونات.
5. عدد الأفلاك الكلي في المستوى الرئيسي الثالث ($n=3$)، هو:
- أ . (3) أفلاك. ب . (6) أفلاك.
ج . (9) أفلاك. د . (18) فلكاً.
6. أكبر عدد من الإلكترونات التي قد توجد في المستوى الرئيسي الخامس ($n=5$)، هو:
- أ . (5) إلكترونات. ب . (10) إلكترونات.
ج . (25) إلكترونات. د . (50) إلكترونات.
7. يتحدّد الاتجاه الفراغي للفلك بعدد الكم:
- أ . الرئيس. ب . الفرعي.
ج . المغناطيسي. د . المغزلي.
8. عند امتصاص الذرة للطاقة تنتقل الإلكترونات إلى مستويات طاقة أبعد عن النواة، فينشأ ما يُسمى:
- أ . التفريغ الكهربائي. ب . الذرة المثارة.
ج . عملية التأين. د . الطيف الذري.
9. أقصى عدد من الإلكترونات يستوعبه المستوى الفرعي ($4f$)، هو:
- أ . إلكترونان. ب . (10) 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 الثالث، هو:
- أ . (3) مستويات. ب . (9) مستويات.
ج . (12) مستوى. د . (16) مستوى.

التوزيع الإلكتروني والدورية

Electron Configuration and Periodicity

الوحدة

2



أَتأمَلُ الصَّوْرَةَ

تترتبُ عناصرُ الجدولِ الدوريِّ في دوراتٍ ومجموعاتٍ وفقَ صفاتٍ مُحدَّدةٍ. فهلُ للتوزيعِ الإلكترونيِّ أثرٌ في هذا الترتيبِ؟ ما الصفاتُ الدوريةُّ للعناصرِ؟ هلُ يُؤثِّرُ موقعُ العنصرِ في صفاتهِ الدوريةِ؟

الفكرة العامة:

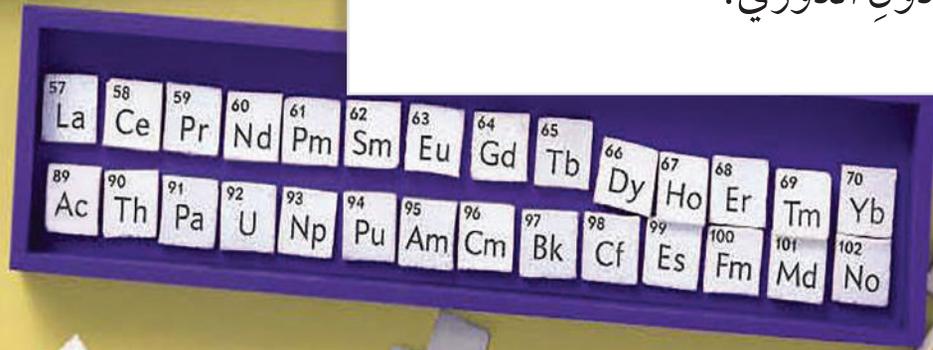
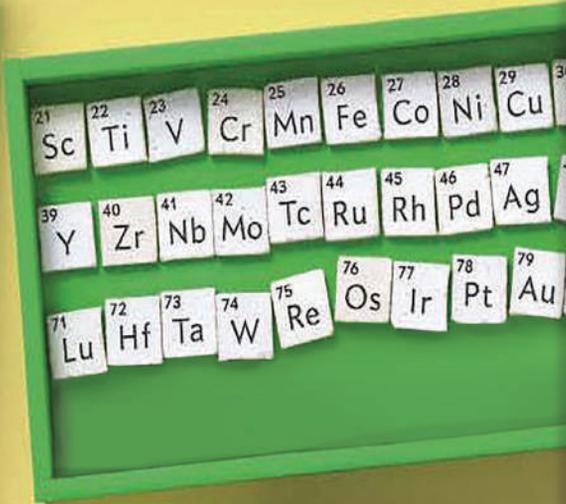
لكل ذرة تركيب خاص بها يُحدّد خصائصها الفيزيائية والكيميائية.

الدرس الأول: التوزيع الإلكتروني للذرات.

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

الدرس الثاني: الخصائص الدورية للعناصر.

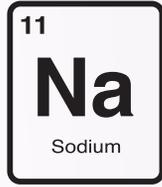
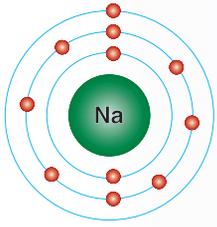
الفكرة الرئيسة: للعناصر خصائص دورية تتباين في ما بينها من حيث الاتجاه؛ من اليسار إلى اليمين، ومن الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري.



تجربة استعلاية

نمذجة التوزيع الإلكتروني

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



خطوات العمل:

- 1 مستعيناً بالجدول الدوري، أصمّم وزملائي بطاقات تعريفية للعناصر بحسب العدد الذري من (1) إلى (20) كما في الشكل.
- 2 أغرس الدبابيس في موقع الإلكترونات على بطاقة العنصر، وأميز إلكترونات التكافؤ بلون مختلف في كل عنصر.
- 3 أدون لكل عنصر عدد المستويات الرئيسة، وعدد إلكترونات التكافؤ.
- 4 أعد أنا وزملائي لوحة جدارية ألصق عليها البطاقات وفق ترتيب مشابه لترتيبها في الجدول الدوري.
- 5 ألاحظ العلاقة بين رقم المستوى الرئيس وسعته من الإلكترونات.
- 6 أستنتج العلاقة بين عدد المستويات الرئيسة ورقم دورة العنصر في الجدول الدوري.
- 7 أستنتج العلاقة بين عدد إلكترونات المستوى الخارجي ورقم مجموعة العنصر في الجدول الدوري.

التحليل والاستنتاج:

1- ما الأسس التي اعتمد عليها في ترتيب البطاقات؟

2- ما العلاقة بين رقم مجموعة العنصر وعدد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي في ذرته؟

3- ما العلاقة بين دورة العنصر وعدد المستويات الرئيسة للطاقة في ذرته؟

4- كيف يمكن تحديد موقع العنصر في الجدول الدوري؟

مبادئ وقواعد التوزيع الإلكتروني للذرات

Principles of Electronic Configuration

تعرّفتُ في ما سبق أنّه يُمكنُ وصفُ الإلكترونِ وطاقتهِ ومعدّلِ بُعدهِ عنِ النواةِ باستخدامِ أعدادِ الكَمِّ؛ ما يعني أنّ الإلكتروناتِ تترتّبُ في الذرّةِ وفقَ مستوياتِ الطاقةِ المُختلفةِ، وهو ما يُعرّفُ

باسمِ **التوزيع الإلكتروني Electronic Configuration**.

عند البدء بعملية توزيع الإلكترونات على مستويات الطاقة يجب مراعاة عددٍ من المبادئ والقواعد التي تُحقّقُ الاستقرارَ للذراتِ. فإضافةً إلى مبدأ الاستبعاد لباولي، يراعى **العدد الذري Atomic Number**، وهو عددُ البروتوناتِ في نواةِ الذرّةِ، أو عددُ الإلكتروناتِ في الذرّةِ المُتعادِلةِ.

في ما يأتي أبرزُ المبادئ والقواعد التي يجبُ مراعاتها في أثناءِ عمليةِ توزيعِ الإلكتروناتِ:

الفكرةُ الرئيسةُ:

تتوزّعُ الإلكتروناتُ في كلّ مستوى وفق مبادئ تُحقّقُ الاستقرارَ للذراتِ، وتُحدّدُ الصفاتِ العامةَ للعناصرِ.

نتائجُ التعلّمِ:

أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَ لمجموعةٍ من العناصرِ.
أحدّدُ الصفاتِ المُميّزةَ للعناصرِ بحسبِ توزيعِها.
أوضّحُ العلاقةَ بينَ موقعِ العنصرِ، وخصائصِهِ، وصفاتِهِ.

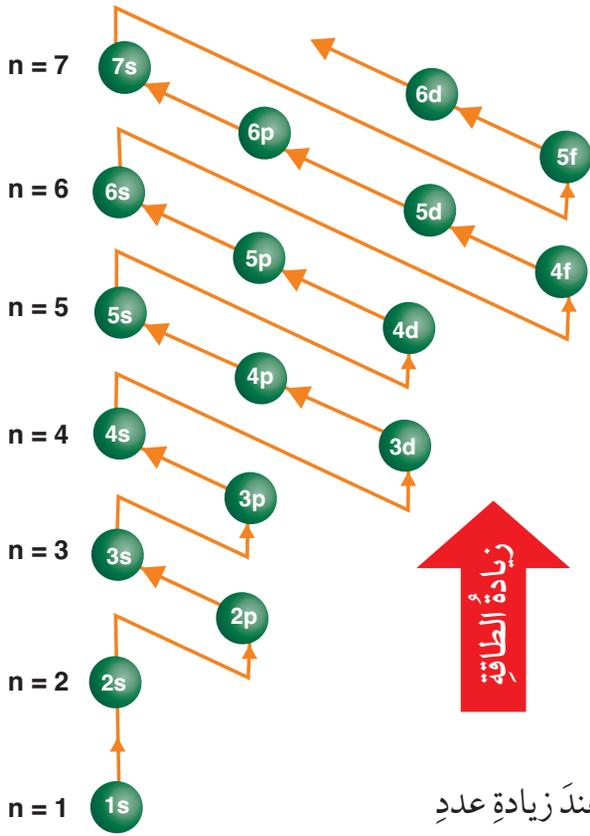
المفاهيمُ والمصطلحاتُ:

- العددُ الذريّ Atomic Number.
- التوزيعُ الإلكتروني Electronic Configuration.
- مبدأ أوفباو Aufbau.
- قاعدة هوند Hund's Rule.
- العناصرُ الممثّلةُ The Representative Elements.
- العناصرُ الانتقالية Transition Elements.
- التأينُ Ionization.



مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي Aufbau Principle

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



الشكل (1): ترتيب الأفلاكِ بحسب الطاقة.

كلمة أوفباو aufbau ألمانية الأصل، وتعني البناء التصاعدي.

يُلاحظ من الشكل أنَّ طاقة المستويات الفرعية تزداد عند زيادة عدد الكَمِّ الرئيس (n)، وأنَّ المستويات تبدأ بالتداخل بعد المستوى الفرعي 3p بناءً على ذلك، يُمكن تحديد المستوى الفرعي الأقل طاقةً من مجموع (n + l)؛ إذ تُملأُ الإلكترونات بالمستوى الفرعي الأقل مجموعاً (n + l). فمثلاً، يُلاحظ أنَّ المستوى الفرعي 4s يُملأُ 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 سيملاً أولاً) يكون الأقل قيمةً (n). فمثلاً، مجموع (n + l) هو 7 لكلِّ من المستوى الفرعي 6p، والمستوى الفرعي 5d؛ ولكنَّ قيمة (n) للمستوى 5d أقلُّ منها للمستوى 6p؛ لذا يُملأُ المستوى 5d بالإلكترونات قبل المستوى 6p.

يمكن تعبئة الإلكترونات في مستويات الطاقة الفرعية وفقاً للترتيب 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 $(n + l)$ للمستوى $5p$ هو $(5+1=6)$ ، ومجموعها للمستوى $4f$ هو $(4+3=7)$ ؛ لذا، فإن المستوى $5p$ هو الأقل طاقة، ما يعني أنه سيملاً بالإلكترونات قبل المستوى $4f$.

المثال 2

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

الحل:

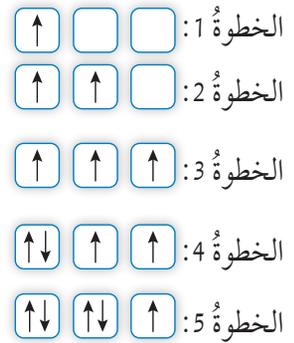
مجموع قيم $(n + l)$ للمستوى $5f$ هو $(5+3=8)$ ، وهو المجموع نفسه للمستوى الفرعي $7p$ $(7+1=8)$. ولأن قيمة n للمستوى $5f$ هي الأقل؛ فهو الأقل طاقة؛ لذا يملأ بالإلكترونات قبل المستوى $7p$.

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 يوفّر الحد الأدنى من الطاقة، والقدرة 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 يبيّن خطوات توزيع خمسة إلكترونات على أفلاك p الفرعية بحسب قاعدة هوند. تطبق قاعدة هوند أيضاً 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 7_1N ثلاثة إلكترونات منفردة موزعة على أفلاك P $\uparrow \uparrow \uparrow$ ، في حين



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

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

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

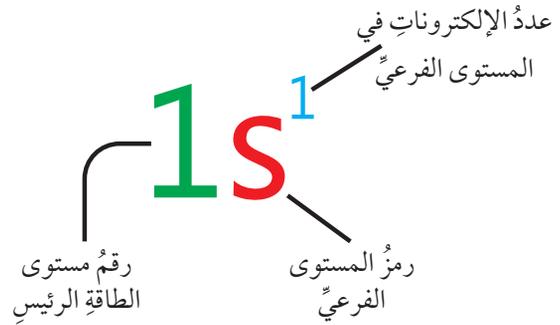
أما التوزيع الإلكتروني لذرة الهيليوم (عددها الذري 2) فهو ($1s^2$). ولما كان المستوى الفرعي s لا يتسع لأكثر من إلكترونين، فإن وجود إلكترونين ثالث - كما في ذرة الليثيوم التي عددها الذري 3 - سيؤدي إلى دخوله المستوى الذي يلي $1s^2$ ، وهو المستوى $2s$ ، فيصبح توزيعها $1s^2 2s^1$ ، وهكذا الحال لبقية الذرات؛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



ابحث في مصادر

المعرفة المناسبة عن مبدأ أوفباو للترتيب التصاعدي وقاعدة هوند، ثم أعد فلماً قصيراً عن ذلك باستخدام برنامج السكراتش Scratch، ثم أعرضه أمام زملائي في الصف.

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	النتروجين	
$1s^2 2s^2 2p^4$	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	الألومنيوم	

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 بامتلاء أفلاك مستواها الخارجي بالإلكترونات. ويبين 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 يبين التوزيع الإلكتروني لعدد من ذرات العناصر.

✓ أتحمق:

- أكتب التوزيع الإلكتروني لسبعة إلكترونات على أفلاك d الخمسة بحسب قاعدة هوند، مُحدداً عدد الإلكترونات المنفردة.
- أرتب المستويات الفرعية الآتية تصاعدياً وفق طاقتها:
5p, 3d, 6p, 5d, 7p
- أكتب التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل لكل من الدرتين:
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 تملأ به المناطيد، والبالونات الطائرة، والغوّصات 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) (9)
[Ne] $3s^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Magnesium (Mg) (12)
[Ne] $3s^2 3p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	Phosphorus (P) (15)
[Ar] $4s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	Potassium (K) (19)

تصنيف العناصر Classifying Elements

بناءً على توزيع العناصر الإلكتروني، فإنه يمكن تصنيفها في الجدول الدوري؛ بغية تسهيل دراستها، ومعرفة خصائصها الكيميائية والفيزيائية. يتكوّن الجدول الدوري من (7) دورات تُمثل المستويات الرئيسة للطاقة حول النواة، ويضمُّ أيضًا (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، وتضمُّ (8) مجموعات تُمثلها الأرقام (1، 2، 13 - 18)، وقد تُمثلها أيضًا الأرقام اللاتينية. فمثلًا، يُعبّر عن المجموعة (18) بـ (VIIIA)، وتعني المجموعة (8) في العناصر الممثلة.

الشكل (4): العناصر الممثلة في الجدول الدوري.

1 IA 1 H Hydrogen 1.008 1	2 IIA 4 Be Beryllium 9.0122 2-2	13 IIIA 5 B Boron 10.81 2-3	14 IVA 6 C Carbon 12.011 2-4	15 VA 7 N Nitrogen 14.007 2-5	16 VIA 8 O Oxygen 15.999 2-6	17 VIIA 9 F Fluorine 18.998 2-7	18 VIIIA 2 He Helium 4.0026 2	
3 Li Lithium 6.94 2-1	11 Na Sodium 22.98976928 2-8-1	10 Ne Neon 20.180 2-8	13 Al Aluminum 26.982 2-8-3	14 Si Silicon 28.085 2-8-4	15 P Phosphorus 30.974 2-8-5	16 S Sulfur 32.06 2-8-6	17 Cl Chlorine 35.45 2-8-7	18 Ar Argon 39.948 2-8-8
19 K Potassium 39.0983 2-8-8-1	20 Ca Calcium 40.078 2-8-2	31 Ga Gallium 69.723 2-8-8-3	32 Ge Germanium 72.630 2-8-8-4	33 As Arsenic 74.922 2-8-8-5	34 Se Selenium 78.971 2-8-18-6	35 Br Bromine 79.904 2-8-8-7	36 Kr Krypton 83.798 2-8-18-8	
37 Rb Rubidium 85.4678 2-8-18-1	38 Sr Strontium 87.62 2-8-18-2	49 In Indium 114.82 2-8-18-3	50 Sn Tin 118.71 2-8-18-4	51 Sb Antimony 121.76 2-8-18-5	52 Te Tellurium 127.60 2-8-18-6	53 I Iodine 126.90 2-8-18-17	54 Xe Xenon 131.29 2-8-18-18	
55 Cs Caesium 132.90545196 2-8-18-8-1	56 Ba Barium 137.327 2-8-18-8-2	81 Tl Thallium 204.38 2-8-18-32-18-3	82 Pb Lead 207.2 2-8-18-32-18-4	83 Bi Bismuth 208.98 2-8-18-32-18-5	84 Po Polonium (209) 2-8-18-32-18-6	85 At Astatine (210) 2-8-18-32-18-7	86 Rn Radon (222) 2-8-18-32-18-8	
87 Fr Francium (223) 2-8-18-32-18-8-1	88 Ra Radium (226) 2-8-18-32-18-8-2	113 Nh Nihonium (286) 2-8-18-32-18-8-2	114 Pl Flerovium (289) 2-8-18-32-18-8-4	115 Mc Moscovium (288) 2-8-18-32-18-8-5	116 Lv Livermorium (293) 2-8-18-32-18-8-6	117 Ts Tennessine (294) 2-8-18-32-18-8-7	118 Og Oganesson (294) 2-8-18-32-18-8-8	

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

الشكلُ (5): العناصرُ الانتقاليةُ في الجدولِ الدوريِّ.

1A (1)	2A (2)	العناصرُ الانتقاليةُ										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 bd	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	111	112							

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

أوضحُ سببَ تسميةِ العناصرِ الانتقاليةِ بهذا الاسمِ.

وتقسم العناصر الإنتقالية Transition Elements إلى قسمين، هما:

• العناصر الانتقالية Transition Elements: تتكوّن 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.

• العناصر الانتقالية الداخلية Inner Transition Elements: تتكوّن هذه العناصر من (14) مجموعة في الجدول الدوريّ، كما في الشكل (5)، ويضاف الإلكترون الأخير في التوزيع الإلكتروني لذرات عناصرها إلى أفلاك المستوى الفرعيّ f.

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

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

أبحاث

قضية للبحث

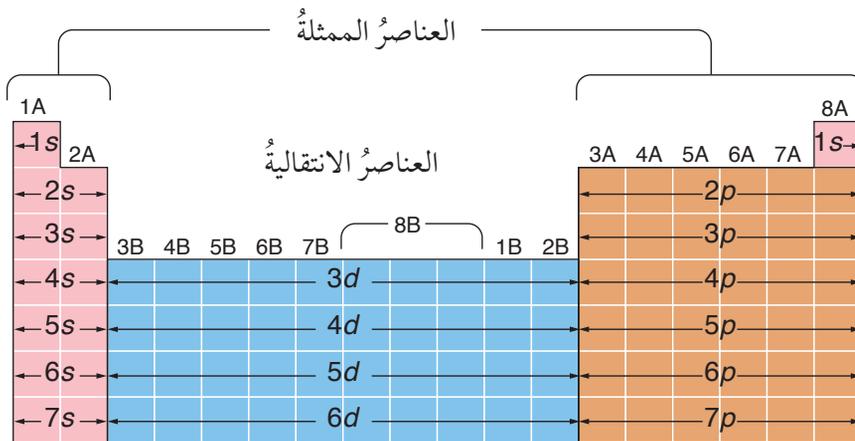
يختلف التوزيع الإلكتروني لعنصر الكروم $_{24}\text{Cr}$ وعنصر النحاس $_{29}\text{Cu}$ عن توزيع بقية العناصر الانتقالية الرئيسة. أبحث في سبب هذا الاختلاف، ثم ناقشه مع زملائي.

التوزيع الإلكتروني لعناصر الدورة الرابعة الانتقالية.		الجدول (4):
رقم المجموعة	التوزيع الإلكتروني	العنصر
3B	$[\text{Ar}]4s^23d^1$	Scandium (السكانديوم) $_{21}\text{Sc}$
4B	$[\text{Ar}]4s^23d^2$	Titanium (التيانيوم) $_{22}\text{Ti}$
5B	$[\text{Ar}]4s^23d^3$	Vanadium (الفاناديوم) $_{23}\text{V}$
6B	$[\text{Ar}]4s^13d^5$	Chromium (الكروم) $_{24}\text{Cr}$
7B	$[\text{Ar}]4s^23d^5$	Manganese (المنغنيز) $_{25}\text{Mn}$
8B	$[\text{Ar}]4s^23d^6$	Iron (الحديد) $_{26}\text{Fe}$
8B	$[\text{Ar}]4s^23d^7$	Cobalt (الكوبالت) $_{27}\text{Co}$
8B	$[\text{Ar}]4s^23d^8$	Nickel (النيكل) $_{28}\text{Ni}$
1B	$[\text{Ar}]4s^13d^{10}$	Copper (النحاس) $_{29}\text{Cu}$
2B	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}$	Zinc (الزئبق) $_{30}\text{Zn}$

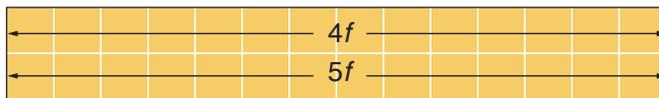
وفي حالِ كانَ المجموعُ (8)، أو (9)، أو B(10)، فإنَّ رقمَ المجموعة يكونُ B(8) التي تضمُّ (3) أعمدة؛ نظرًا إلى التشابه الكبير في خصائص عناصرها. أمَّا المجموعتان (1) و B(2) على الترتيب فيُحدِّد رقم كل منهما بناءً على عدد إلكترونات s في المستوى الخارجي.

بعد تعرُّف كيفية تحديد موقع العنصر في الجدول الدوري عن طريق التوزيع الإلكتروني، يُمكن أيضًا استخدام بنية الجدول الدوري في تعرُّف 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.

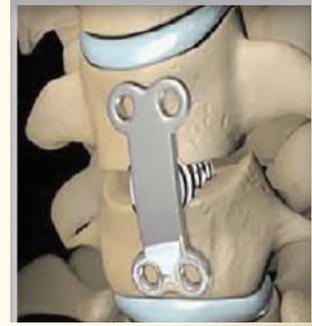
✓ **أتحقَّق:** أكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي يقع في المجموعة الثانية A، والدورة الرابعة.



العناصر
الانتقالية
الداخلية



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، إضافة إلى قلة نشاطه الكيميائي، وعدم تأثره بعوامل البيئة.

من المجالات التي يُستخدم فيها التيتانيوم على نطاق واسع الطب؛ إذ يدخل في صناعة المفاصل البديلة، 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.

المثال 3

أكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر الافتراضي 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 الافتراضي 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 يُشبه توزيع العناصر النبيلة، في ما يُعرف **بالتأين Ionization**، وتؤدي هذه العملية إلى تغيير في عدد الإلكترونات، ثم اختلاف في توزيعها الإلكتروني.

تنشأ 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 للذرة 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

للذرة الكلور ${}_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.



ابحث في مصادر المعرفة المناسبة عن تصنيف العناصر في الجدول الدوري، وتحديد مواقع بعضها فيه بالاعتماد على توزيعها الإلكتروني، ثم أعد فلماً قصيراً عن ذلك باستخدام برنامج movie maker، ثم أعرضه أمام زملائي في الصف.

المثال 5

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

الحلُّ:

التوزيعُ الإلكترونيُّ للمغنيسيومِ هوَ ${}_{12}\text{Mg}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ، أمَّا أيونُ المغنيسيومِ ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$ فيملكُ 10 إلكتروناتٍ؛ لأنَّهُ 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 هوَ ${}_{7}\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$ ، أمَّا أيونُ النتروجينِ ${}_{7}\text{N}^{3-}$ فينتجُ منُ كسبِ 3 إلكتروناتٍ، فيصبحُ عددُ الإلكتروناتِ 10 إلكتروناتٍ، ويكونُ توزيعُهُ الإلكترونيُّ: ${}_{7}\text{N}^{3-}: 1s^2 2s^2 2p^6$ ، أو ${}_{7}\text{N}^{3-}: [\text{Ne}]$.

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

المثال 7

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

الحلُّ:

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

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

مراجعةُ الدرسِ

- 1- الفكرةُ الرئيسةُ: أوضِّحُ المقصودَ بكلِّ من: مبدأ أفباو، قاعدة هوند.
- 2- أدرُسُ العناصرَ في الجدولِ الآتي، ثمَّ أجيبُ عن الأسئلةِ التي تليه:

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

- أ - أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَّ للعناصرِ الواردةِ ذكرها في الجدولِ.
 - ب - أحددُ رقمَ الدورةِ ورقمَ المجموعةِ لكلِّ من هذه العناصرِ.
 - ج - أيُّ العناصرِ يُعدُّ عنصراً انتقالياً؟ وأيُّها يُعدُّ عنصراً ممثلاً؟
 - د - أحددُ عددَ الإلكتروناتِ المنفردةِ في كلِّ عنصرٍ من العناصرِ الآتية: O، Cl، Co.
 - هـ - أستنتجُ العددَ الذريَّ لعنصرٍ يقعُ في الدورةِ الرابعةِ ومجموعةِ العنصرِ Cl.
 - و - أستنتجُ العددَ الذريَّ لعنصرٍ يقعُ في المجموعةِ الثالثةِ ودورةِ العنصرِ O.
 - ز - أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَّ لكلِّ من الأيونينِ: Al^{3+} ، و As^{3-} .
- 3- أحددُ العددَ الذريَّ لعنصرٍ ينتهي التوزيعُ الإلكترونيُّ لأيونهِ الثنائيِّ السالبِ بالمستوى الفرعيِّ $3p^6$.
 - 4- أحددُ العددَ الذريَّ لعنصرٍ ينتهي التوزيعُ الإلكترونيُّ لأيونهِ الثلاثيِّ الموجبِ بالمستوى الفرعيِّ $3d^4$.

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 إنَّها 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

يُعدُّ الحجم الذري إحدى الخصائص المهمّة التي تُحدِّد السلوك العام للذرات. ولما كانت الذرات تختلف في ما بينها، فإنَّه يُعبَّر عن حجوم ذرات الفلزّات بمصطلح **نصف القطر الذري Atomic Radius**، وهو "نصف المسافة الفاصلة بين ذرتين متجاورتين في البلورة الصلبة لعنصر الفلزّ". ويُعبَّر عن حجوم ذرات اللافلزّات 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 التعلّم:

أتنبأً بدورية الصفات لعناصر الدورة والمجموعة في الجدول الدوري.

المفاهيم والمصطلحات:

الخصائص الدورية للعناصر
Periodic Properties of the Elements

نصف القطر الذري Atomic Radius
شحنة النواة الفعالة

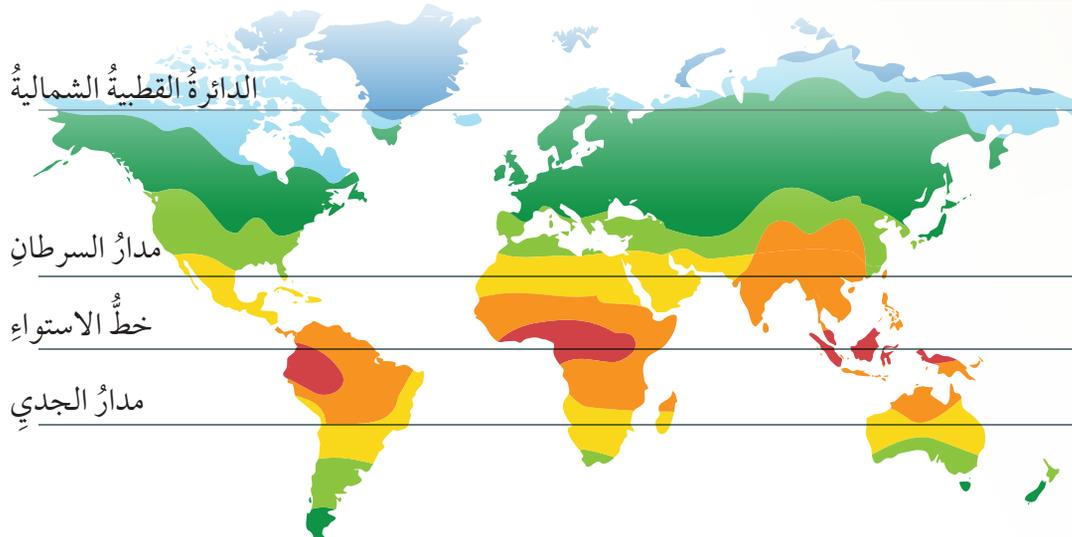
Effective Nuclear Charge

إلكترونات التكافؤ Valence Electrons

طاقة التأين Ionization Energy

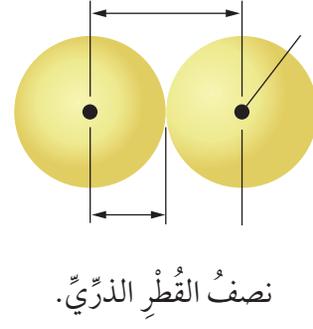
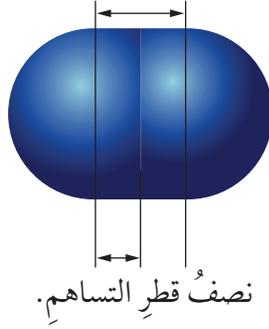
الألفة الإلكترونية Electron Affinity

السالبية الكهربائية Electron Negativity



الشكل (7): تقسيم العالم بحسب المناطق المناخية.

الشكل (8): نصف القطر
الذري.



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

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

• عدد الكم الرئيسي (n) Principal Quantum Number:

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

• 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، ويقط نصف القطر، ثم يقل الحجم الذري.

✓ أتتحقق:

أي الذرتين أكبر حجمًا: Ba أم Be؟

أي الذرتين أصغر حجمًا: Al أم S؟

المثال 8

أوضح أثر شحنة النواة الفعالة في حجومات 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 جميعًا من عناصر الدورة الثالثة، وأنها تتساوى في عدد المستويات الرئيسية، وفي عدد الإلكترونات الداخلية (الإلكترونات الحاجبة)، وتختلف في عدد البروتونات الموجبة في النواة. فبروتونات الصوديوم Na هي أقلها عددًا؛ ما يعني أن الصوديوم أقلها قدرة على جذب إلكترونات المستوى الخارجي، وأكبرها من حيث الحجم الذري، تليها بروتونات المغنيسيوم Mg. أما الألمنيوم فيملك العدد الأكبر من البروتونات الموجبة في النواة؛ ما يعني زيادة في جذب إلكترونات المستوى الخارجي، فيقل حجمها الذري.

نصف القطر الأيوني Ionic Radius

تؤدي عملية تأيّن الذرات إلى اختلاف توزيعها الإلكتروني، فضلاً عن تغيير عدد الإلكترونات في المستوى الخارجي، وتغيير عدد المستويات الرئيسة المشغولة بالإلكترونات. ولهذا، فإن حجوم الأيونات تختلف عن ذراتها تبعاً لإضافة الإلكترونات وفقدانها؛ إذ تقل حجوم الأيونات الموجبة مقارنةً بذراتها نتيجة فقد الإلكترونات؛ ما يؤدي إلى تقليل عدد مستويات الأيون الرئيسة، وزيادة جذب النواة للإلكترونات في المستوى الخارجي.

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

يبيّن الشكل (10) العلاقة بين حجوم الأيونات الموجبة والأيونات السالبة مقارنةً بذراتها.

أفكر: أيهما أكبر حجمًا:
أيون الفلوريد F^- أم أيون
الصوديوم Na^+ ؟

المثال 9

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

الحل:

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

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

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

المثال 10

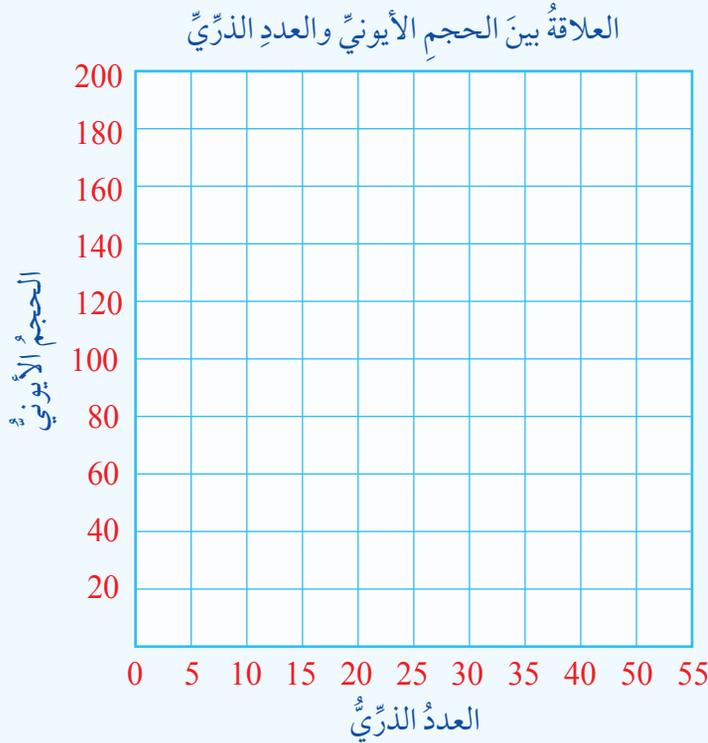
أقارن بين حجم ذرة عنصر الكلور ^{17}Cl وحجم أيونها السالب Cl^- .

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 الرئيسية n ، وإن عدد إلكترونات المستوى الخارجي للأيون يزداد نتيجة كسب الإلكترونات؛ ما يؤدي إلى زيادة التنافر بينها، فيزداد حجم الأيون.

✓ **أتحقق:** أيهما أكبر حجمًا: ذرة الأكسجين O أم أيون الأكسيد O^{2-} ؟

الاتجاهات الدورية في الحجوم الأيونية



المواد والأدوات: ورق رسم بياني، أقلام تلوين.

خطوات العمل:

- 1- مُستخدماً قيم أنصاف أقطار الذرات والأيونات الواردة في الشكل (10)، أُحدّد على ورق الرسم البياني نقاطاً تُمثّل نصف القطر الأيوني مقابل العدد الذري.
- 2- أصِل بين النقاط الناتجة من عناصر الدورة الواحدة باستخدام قلم تلوين.
- 3- أصِل 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. **أصِف** تغيّر نصف القطر الأيوني في الدورة الواحدة عن طريق الرسم البياني.
3. **أصِف** تغيّر نصف القطر الأيوني في المجموعة الواحدة عن طريق الرسم البياني.
4. **أفسّر** سبب التغيّر في حجوم الأيونات الموجبة والأيونات السالبة.
5. **أتنبأ** 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 فقدها إلكترونًا واحدًا أو أكثرَ من إلكتروناتِ التكافؤِ تتطلبُ تزويدَ الذرَّةِ بطاقةً كافيةً لنقلِ الإلكترونِ إلى المستوى اللانهائي، حيثُ يفقدُ ارتباطَهُ بها، ولا يكونُ لها أيُّ تأثيرٍ فيه.

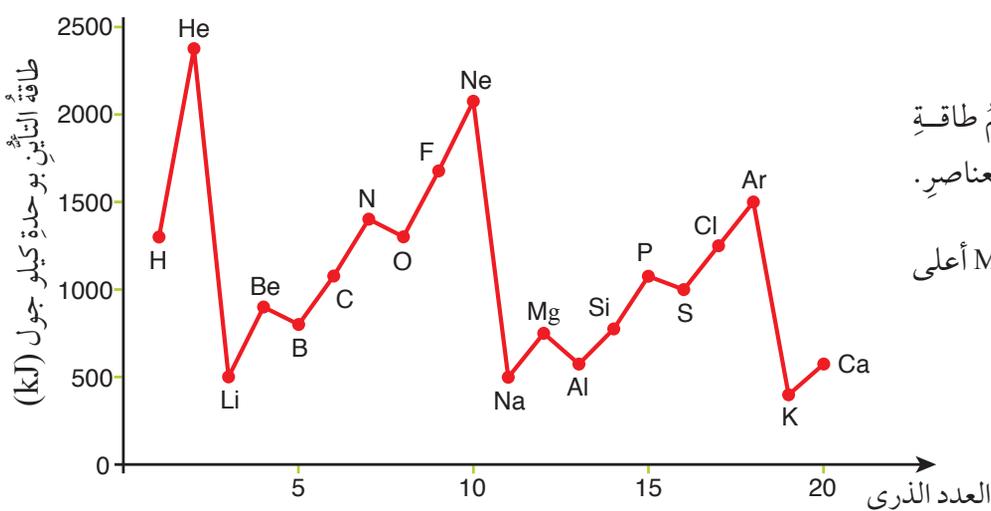
تُعبَّرُ هذه الطاقةُ عن قوَّةِ ارتباطِ الإلكترونِ بالنواة، وصعوبةِ نزعه من الذرَّةِ، وتُعدُّ مؤشِّرًا لنشاطِ العنصرِ في التفاعلاتِ الكيميائية، وتُعرَّفُ **بطاقةُ التأينِ Ionization Energy**، وهي "الحدُّ الأدنى من الطاقة اللازمة لنزعِ الإلكترونِ الأبعدِ عن النواةِ في الحالةِ الغازيةِ للذرَّةِ أو الأيونِ". يُعبَّرُ عن طاقةِ التأينِ بالمعادلةِ الآتية:



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

الربطُ بالرياضياتِ

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



الشكل (11): قيمُ طاقةِ التأينِ لعددٍ من العناصرِ. أُفسِّرُ: طاقةُ تأينِ Mg أعلى من طاقةِ تأينِ Al.

يُلاحظُ من الشكلِ زيادةُ قيمِ طاقةِ التأينِ للعناصرِ النبيلةِ مقارنةً بذراتِ العناصرِ الأخرى، وزيادةُ قيمِ طاقةِ التأينِ في الدورةِ الواحدةِ عامَّةً عندَ زيادةِ العددِ الذرِّيِّ 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 منَ الذرَّةِ نفسها، وتُعرفُ الطاقةُ اللازمةُ لنزعِ الإلكترونِ منَ الذرَّةِ المُتعادِلةِ بطاقةِ التأينِ الأولى، أمَّا الطاقةُ اللازمةُ لنزعِ الإلكترونِ منَ الأيونِ الأحاديِّ الموجبِ فتُسمَّى طاقةِ التأينِ الثانيةِ، وهكذا. يُعبَّرُ عنُ طاقةِ التأينِ الثانيةِ بالمعادلةِ الآتيةِ:



ويُعبَّرُ عنُ طاقةِ التأينِ الثالثةِ بالمعادلةِ الآتيةِ:



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

✓ **أنحَقِّقُ:** أرْتبُ العناصرَ الآتيةَ تبعًا لزيادةِ طاقةِ التأينِ:

.Li, C, Na, He, Ne

الألفةُ الإلكترونيَّةُ Electron Affinity

عندَ إضافةِ إلكترونٍ إلى الذرَّةِ، فإنَّه يدخلُ أحدَ مستوياتِ الطاقةِ في الذرَّةِ، ويخضعُ لقوَّةِ جذبِ النواةِ، فتقلُّ طاقةُ وضعِهِ؛ ما يُسبِّبُ انبعاثَ مقدارٍ مُعيَّنٍ منَ الطاقةِ، فتتغيَّرُ طاقةُ الذرَّةِ بوجهٍ عامٍّ للوصولِ إلى حالةِ الحدِّ الأدنى منَ الطاقةِ، وإلى الحالةِ التي هي أكثرُ استقرارًا. يُطلَقُ على مقدارِ التغيُّرِ في الطاقةِ المُقتَرِنِ بإضافةِ إلكترونٍ إلى الذرَّةِ

أفكِّرُ: قيمُ طاقةِ التأينِ للمغنيسيوم

12Mg 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.

مراجعةُ الدرس

- 1- الفكرةُ الرئيسيَّةُ: أوضِّحْ المقصودَ بكلِّ من المفاهيمِ والمصطلحاتِ الآتية:
 - نصفُ القطرِ الذريِّ.
 - طاقةُ التأينِ.
 - الألفةُ الإلكترونيَّةُ.
 - السالبةُ الكهربائيَّةُ.
- 2- مستعيناً بالجدولِ الدوريِّ وترتيبِ العناصرِ فيه، أُجيبُ عنِ الأسئلةِ الآتية:
 - أ - أفسِّرْ: لماذا يكونُ الحجمُ الذريُّ للأكسجينِ أصغرَ منه لذرَّةِ الكربونِ؟
 - ب - أفسِّرْ: لماذا تكونُ طاقةُ التأينِ الأولى للصوديومِ أكبرَ منها للبتوتاسيومِ؟
 - ج - أَسْتَتِجُ: أيُّ الأيوناتِ الآتيةِ أكبرُ حجمًا: N^{3-} ، أم O^{2-} ، أم F^{1-} ؟
 - د - أَسْتَتِجُ: أيُّ العناصرِ الآتيةِ طاقةُ تأينِه الثالثةُ أعلى: Mg، أم N، أم S؟
 - هـ - أَسْتَتِجُ: أيُّ العناصرِ الآتيةِ حجمُه الذريُّ أصغرُ: B، أم C، أم N؟
 - و - أَسْتَتِجُ: أيُّ الآتيةِ أكثرُ سالبيَّةً كهربائيَّةً: S، أم Si، أم Cl؟
 - ز - أفسِّرْ: لماذا يزيدُ حجمُ الأيونِ السالبِ على حجمِ ذرَّتِه؟
 - ح - ما سببُ الانخفاضِ الكبيرِ في طاقةِ التأينِ الأولى للعناصرِ التي تلي الغازاتِ النبيلةَ في الجدولِ الدوريِّ؟
- 3- أكتبُ معادلةً كيميائيَّةً تُمثِّلُ:
 - أ - اكتسابَ ذرَّةِ عنصرٍ طاقةً لفقدِ إلكترونٍ واحدٍ.
 - ب - إضافةَ إلكترونٍ واحدٍ إلى ذرَّةِ عنصرٍ، وانطلاقَ طاقةٍ.
- 4- لماذا تكونُ طاقةُ تأينِ العنصرِ 7N أعلى منها للعنصرِ 8O بالرغمِ من أنَّ العددَ الذريَّ N أصغرُ من العددِ الذريِّ O؟
- 5- أَسْتَتِجُ: ما علاقةُ قيمِ طاقةِ التأينِ بعددِ إلكتروناتِ التكافؤِ للذراتِ؟

مِجْهَرُ القُوَّةِ الذَّرِيَّةِ

Atomic Force Microscope :AFM

الإثراء والتوسع

تدين ثورة تقنية النانو في تقدّمها المُتسارع إلى التطوُّر 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 يُمكن الاستفادة منه إفادةً مثلى.

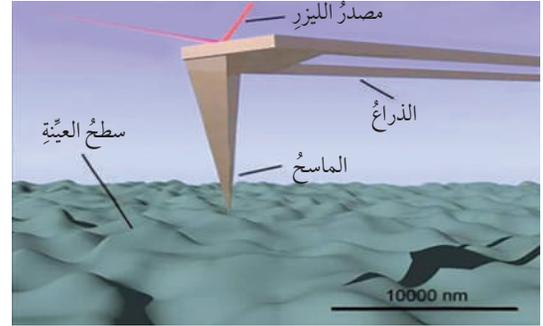
بوجه عام، تُصنّف الميكروسكوبات النانوية إلى نوعين، هما:

a. الميكروسكوبات الإلكترونية EM، مثل: الميكروسكوب الإلكتروني الماسح SEM، والميكروسكوب الإلكتروني النافذ TEM.

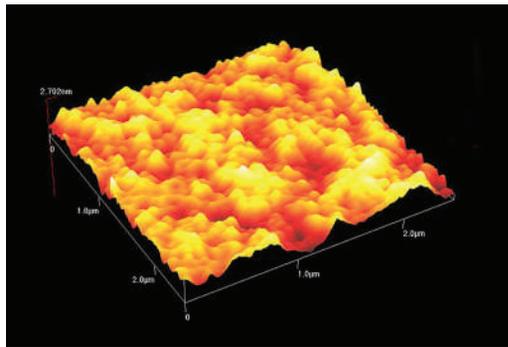
b. ميكروسكوبات المجسّات الماسحة SPM، مثل: الميكروسكوب النفقي الماسح STM، وميكروسكوب القوة الذرية AFM.

يمتاز ميكروسكوب القوة الذرية AFM بقدرته التحليلية الكبيرة التي تصل درجة دقتها 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، والتحرك 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 مجسّس مُكوّن من رأسٍ حادّ لمسح سطح العيّنة. فعند اقتراب رأس المجسّس من سطح العيّنة تتولّد قوة بين رأس المجسّس وسطح العيّنة تؤدي إلى انحراف الذراع بناءً على قوة متبادلة تختلف باختلاف نوع سطح العيّنة التي يُراد دراستها.



ينشأ عن القوة المتبادلة بأشكالها المتعددة انحراف في ذراع ميكروسكوب



القوة الذرية؛ ما يؤدي إلى انحراف شعاع الليزر عن مرآة مثبتة على ذراع الميكروسكوب، فيعكس هذا الشعاع على مصفوفة خطية من حساسات 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.

صورة ثلاثية الأبعاد لمركّب الفلورو إيثان من مجهر القوة الذرية.

أبحاث مستعينة بمصادر المعرفة المتوافرة، أبحث عن أهم استخدامات تقنية النانو في اكتشاف خصائص الذرات.

ط1 = 900 ، ط2 = 1757 ،

ط3 = 14850 ، ط4 = 21007

أ . أعدد رقم مجموعة العنصر X.

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

11. أدرس في ما يأتي العناصر الافتراضية المتتالية

في عددها الذري بالجدول الدوري، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:



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. أعمل رسمًا بيانيًا يُمثل تغير طاقة التأين لهذه

العناصر بزيادة العدد الذري.

12. تُستخدم مركبات الباريوم ومركبات اليود بوصفها

مواد تباين (مُظَلَّلة) في التصوير بالأشعة السينية

الملونة لبعض الأعضاء الداخلية والأوعية الدموية في

الجسم، فهي تُكسبها لونًا مُميزًا؛ ما يجعل تصويرها

واضحًا. أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الباريوم

(Ba) واليود (I)، ثم أعدد موقع كل منهما (رقم

الدورة، ورقم المجموعة) في الجدول الدوري.

ج. ما العدد الذري لعنصر من دورة العنصر V،

ومجموعة العنصر E؟

د. ما عدد الإلكترونات المنفردة في المستوى الخارجي

لذرة العنصر R؟

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:

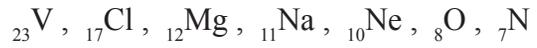
M، أم Y، أم R؟

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:



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. العنصر X هو من عناصر الدورة الثانية، وقيم

طاقة التأين له بوحدة (kJ):

مراجعة الوحدة

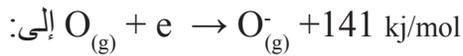
6. الذرة التي لها أعلى طاقة تأينٍ ثالثةٍ من الذرات الآتية، هي:

- أ. ^{17}Cl . ب. ^{13}Al
ج. ^{19}K . د. ^{20}Ca

7. المعادلة التي تمثل طاقة التأين الرابعة للمغنيسيوم، هي:

- أ. $\text{Mg}_{(g)} \rightarrow \text{Mg}_{(s)}^{4+} + 4e$
ب. $\text{Mg}_{(g)}^{3+} \rightarrow \text{Mg}_{(g)}^{4+} + e$
ج. $\text{Mg}_{(g)}^{2+} \rightarrow \text{Mg}_{(g)}^{3+} + e$
د. $\text{Mg}_{(g)}^{4+} \rightarrow \text{Mg}_{(g)}^{5+} + e$

8. تشير الطاقة في المعادلة



- أ. طاقة التأين للأكسجين.
ب. الكهروسلبية للأكسجين.
ج. الألفة الإلكترونية للأكسجين.
د. طاقة التأين الثانية للأكسجين.

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

1. المستوى الفرعي الذي يُملأ أولاً بالإلكترونات، هو:

- أ. 4d . ب. 4p
ج. 5p . د. 5s

2. عدد البروتونات في الذرة التي تركيبها الإلكتروني $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ ، هو:

- أ. (6) بروتونات . ب. (8) بروتونات .
ج. (16) بروتوناً . د. (24) بروتوناً .

3. يُعدُّ العنصرُ انتقاليًّا داخلًا إذا انتهى توزيعه الإلكتروني بأفلاك المستوى الفرعي:

- أ. s . ب. p
ج. d . د. f

4. عدد إلكترونات التكافؤ لذرة تركيبها الإلكتروني $(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4)$ ، هو:

- أ. إلكترونان . ب. (4) إلكترونات .
ج. (6) إلكترونات . د. (16) إلكترونات .

5. أصغر ذرة حجماً من الذرات الآتية، هي:

- أ. ^{14}Si . ب. ^{16}S
ج. ^{20}Ca . د. ^{32}Ge

المركبات والروابط الكيميائية

Compounds and Chemical Bonds

الوحدة

3

أتأمل الصورة

يوجد حولنا كثير من المركبات الكيميائية التي تتكون من ذرات ترتبط ببعضها بروابط مختلفة، فما أنواع هذه الروابط؟ وكيف تؤثر في خصائص المركبات؟

الفكرة العامة:

تعتمد خصائص المركبات الكيميائية على الروابط بين مكوناتها.

الدرس الأول: الروابط الكيميائية وأنواعها.

الفكرة الرئيسية: تنوع الروابط الكيميائية التي تربط بين ذرات العناصر.

الدرس الثاني: الصيغ الكيميائية وخصائص المركبات.

الفكرة الرئيسية: تمتاز المركبات بصيغ كيميائية محددة وخصائص متنوعة.

تجربة استعلاية

الروابط في المركبات التساهمية

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

إرشادات السلامة: اتبع إرشادات الأمن والسلامة في المختبر.

خطوات العمل:

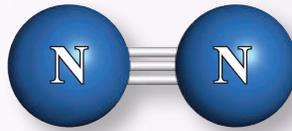
1 **ألاحظ** الجدول الآتي، ثم أستنتج عدد الروابط التي يمكن أن تكونها كل ذرة منها، وأختار نموذجًا لكل ذرة يتوافق عدد الثقوب فيها مع عدد الروابط، ثم أدونها في جدول كتاب الأنشطة والتجارب العملية.

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، مُستخدماً 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.

تركيب لويس Lewis Structure

اقترح العالم جيلبرت لويس عام 1902م طريقة لتمثيل أشكال الجزيئات أطلق عليها اسم **تركيب لويس Lewis Structure**، وهي تمثيل نقطي 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 إلكتروني مُكتمل مُشابه 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•
الفسفور	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•

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

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

الفكرة الرئيسة:

توجد أنواع عدّة للروابط الكيميائية التي تربط بين ذرات العناصر.

نتائج التعلم:

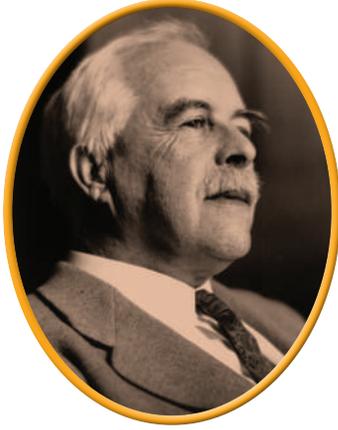
استقصي أنواع الروابط الكيميائية، وكيفية تشكيلها.

المفاهيم والمصطلحات:

تركيب لويس Lewis Structure.
الروابط الكيميائية Chemical Bonds.
الرابط الأيونية Ionic Bond.
المركبات الأيونية Ionic Compounds.
الرابط التساهمية Covalent Bond.
الرابط الفلزية Metallic Bond.
بحر الإلكترونات Sea of Electrons.

الروابط الكيميائية Chemical Bonds

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



العالمُ جيلبيرت لويس.

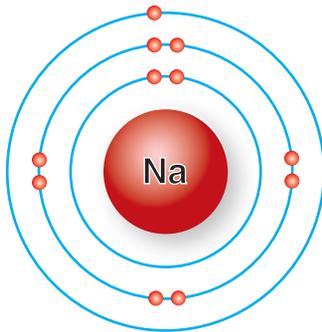
الرابطَةُ الأيونيةُ Ionic Bond

تفقدُ ذرّاتُ بعضِ العناصرِ الإلكترونية، وتكوّنُ أيوناتٍ موجبةً، في حين تكسبُ ذرّاتُ عناصرٍ أُخرى الإلكترونات، وتكوّنُ أيوناتٍ سالبةً. يُطلقُ على القُوّة التي تجذبُ الأيونات ذات الشحنتِ المختلفةِ في المركّباتِ اسمُ **الرابطَةُ الأيونيةُ Ionic Bond**، وهي رابطَةٌ تنشأ بين ذرّاتِ فلزٍّ ولا فلزٍّ، ومثال ذلك الرابطَةُ الأيونيةُ في مُركّبِ كلوريدِ الصوديوم NaCl؛ إذ يحدثُ تجاذبٌ بين أيونِ الصوديوم الموجبِ وأيونِ الكلوريدِ السالبِ، ويُمكنُ تمثيلُ عمليةِ الترابطِ بينهما كما يأتي:

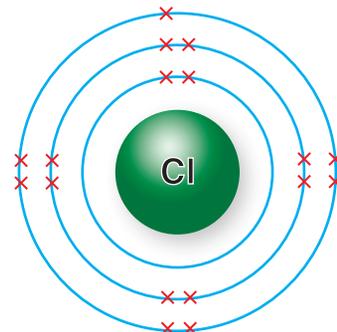


ابحثُ في مصادر المعرفة المناسبة عن الروابط الكيميائية، ثمّ أعدْ فلمًا قصيرًا عن ذلك باستخدام برنامج movie maker، ثمّ أعرضه أمام زملائك في الصف.

يُعدُّ الصوديومُ فلزًّا، وعددهُ الذرّيُّ 11؛ ما يعني أنّه يحتوي على 11 إلكترونًا، ويُمكنُ تمثيلُهُ بالشكلِ الآتي:

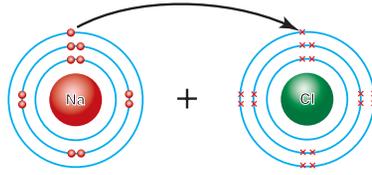


يُعدُّ الكلورُ لافلزًّا، وعددهُ الذرّيُّ 17؛ ما يعني أنّه يحتوي على 17 إلكترونًا، ويُمكنُ تمثيلُهُ بالشكلِ الآتي:



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

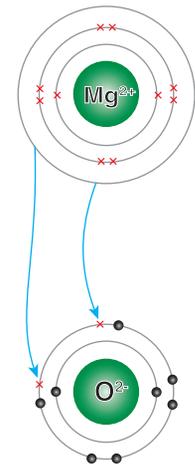
لذرة الكلور 7 إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الخارجي. وللوصول إلى مستوى طاقة خارجي مكتمل، فإنها تكسب إلكترونًا من ذرة الصوديوم.



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).

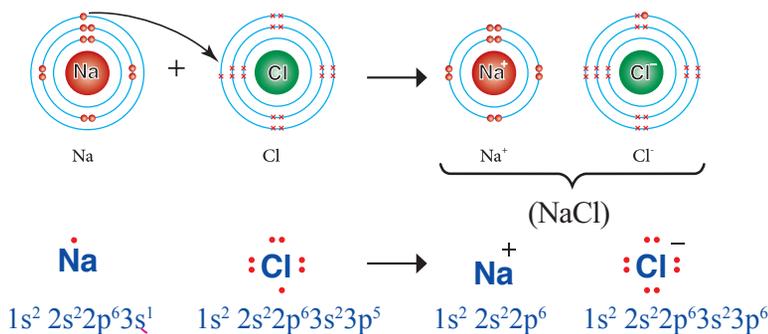
أفكر: يرتبط الألمنيوم (Al) بالكبريت (S)؛ لتكوين مركب (Al_2S_3) ، فكيف يحدث ذلك؟

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-} .

✓ **أتحقق:** 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.

الرابطَةُ التساهميَّةُ Covalent Bond

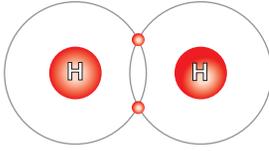
دَرَسْتُ في ما سبق أنَّ الرابطةَ الأيونيةَ تنشأُ بينَ أيونٍ موجبٍ وإيونٍ سالبٍ ناتجَيْنِ منْ ذرَّتَيْنِ، إحداهُما تفقدُ إلكتروناتٍ، والأخرى تكتسبُها، فكيفَ تنشأُ رابطةٌ إذا كانتْ إحدى الذرَّتَيْنِ لا تميلُ إلى فقدِ إلكتروناتٍ أو اكتسابها؟

بوجهٍ عامٍّ، تميلُ ذرَّاتُ العناصرِ ذرَّاتُ العناصرِ اللافلزيَّةِ إلى المشاركةِ بالإلكتروناتِ التكافؤِ أو اكتسابها؛ للوصولِ إلى توزيعِ إلكترونيٍّ يُشبهُ التوزيعَ الإلكترونيَّ للغازِ النبيلِ، ويُطلقُ على الرابطةِ الكيميائيَّةِ الناتجةِ منْ تشاركِ زوجٍ أو أكثرٍ منَ الإلكتروناتِ بينَ ذرَّتَيْنِ أو أكثرٍ اسمُ الرابطةِ التساهميَّةِ Covalent Bond، وتُسمى المُرَكَّبَاتُ الناتجةُ منها المُرَكَّبَاتُ التساهميَّةُ (الجزئيَّةُ) Covalent Compounds.

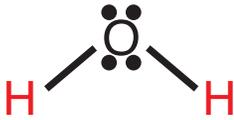
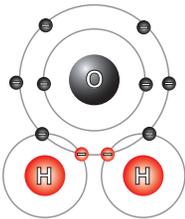
أنواعِ الروابطِ التساهميَّةِ Types of Covalent Bonds

الرابطَةُ التساهميَّةُ الأحاديَّةُ Mono Covalent Bond: رابطةٌ تنشأُ عنْ تشاركِ ذرَّتَيْنِ بزواجٍ واحدٍ منَ الإلكتروناتِ، كما في جزيءِ الهيدروجينِ H_2 ؛ إذ ترتبطُ ذرَّةُ هيدروجينٍ (توزيعُها الإلكترونيُّ $1s^1$) بذرَّةِ هيدروجينٍ أخرى بمشاركةِ كلِّ منهما بالإلكترونِ تكافؤٍ واحدٍ؛ لأنَّ كلاً منهما تحتاجُ إلى إلكترونٍ واحدٍ لكي يكتمَلَ مستوى الطاقةِ الخارجِيَّ لها؛ لذا ينجذبُ زوجُ إلكتروناتِ الرابطةِ إلى نواتي الذرَّتَيْنِ. يُمكنُ تمثيلُ الرابطةِ التساهميَّةِ بينَ ذرَّتَيْ الهيدروجينِ كما في الشكلِ (3)؛ إذ يمثَّلُ كلُّ خطٍّ أو زوجٍ منَ النقاطِ رابطةً تساهميَّةً أحاديَّةً، تُسمى سيجما، ويرمزُ إليها بالرمزِ σ .

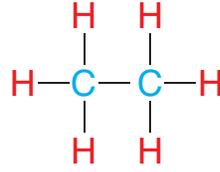
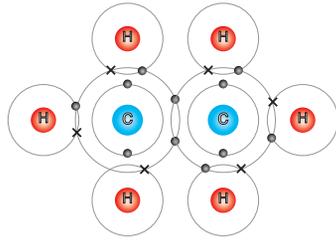
يُعدُّ جزيءُ الماءِ H_2O مثلاً آخرَ على الرابطةِ التساهميَّةِ؛ إذ تمتلكُ ذرَّةُ الأكسجينِ ستةَ إلكتروناتٍ تكافؤٍ؛ لذا تحتاجُ إلى إلكترونينِ حتَّى يكتمَلَ مستوى طاقتها الخارجِيَّ، فترتبطُ برابطةٍ تساهميَّةٍ أحاديَّةٍ (سيجما) معَ كلِّ ذرَّةٍ منْ ذرَّتَيْ الهيدروجينِ، كما في الشكلِ (4).



الشكلُ (3): الرابطةُ التساهميَّةُ بينَ ذرَّتَيْ الهيدروجينِ H_2 .

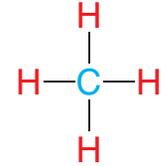
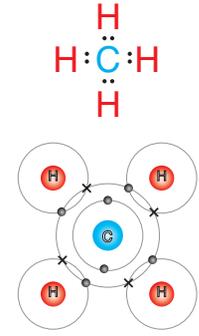


الشكلُ (4): الرابطةُ التساهميَّةُ في جزيءِ الماءِ H_2O .



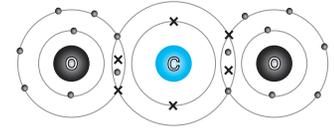
الشكل (6): الرابطة التساهمية الأحادية في جزيء الإيثان C_2H_6 .

وفي جزيء الميثان CH_4 فإن ذرة الكربون C تمتلك أربعة إلكترونات تكافؤ تتشارك 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).

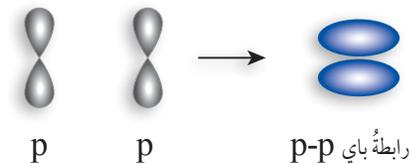
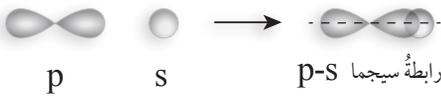
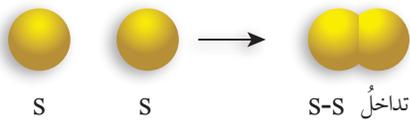


الشكل (5): الرابطة التساهمية الأحادية في جزيء الميثان CH_4 .

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 تتشارك 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 .



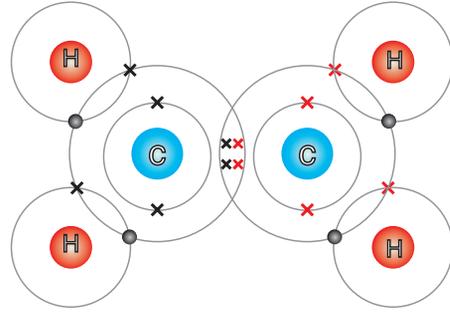
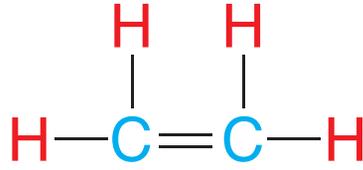
الرابطة سيجمما والرابطة باي:

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:

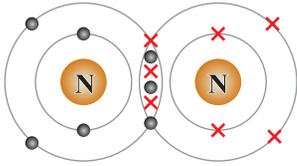


الرابطة باي: تنشأ هذه الرابطة من التداخل الجانبي بين فلكي (p-p)؛ إذ تمثل منطقة تداخل الفلكين أكبر احتمال لوجود زوج الإلكترونات فيها، كما يظهر في ما يأتي:

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).



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

أذكر عدد أزواج الإلكترونات
غير الرابطة على ذرة N الواحدة.

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،
فتشارك 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 تُكوِّنها ذرات
العناصر في كل مجموعة من الجدول الدوري، كما في الجدول (2):

أفكر: أوضِّح كيف تتكوَّن
الروابط في جزيء HCN؟

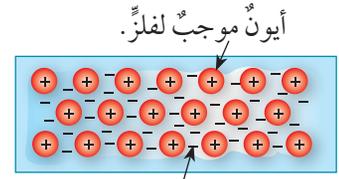
✓ **أنحَقِّق:** ما المقصود بكل من الروابط التساهمية الأحادية،
والثنائية، والثلاثية؟

الجدول (2): عدد الروابط التساهمية بوجه عام، التي تُكوِّنها ذرات عناصر المجموعات.

الجدول (2): عدد الروابط التساهمية بوجه عام، التي تُكوِّنها ذرات عناصر المجموعات.								رقم المجموعة
VIIIA	VIIA	VIA	VA	IVA	IIIA	IIA	IA	عدد الروابط التساهمية التي تُكوِّنها
-	1	2	3	4	-	-	-	

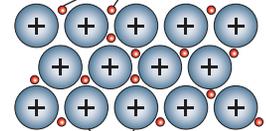
الرابطة الفلزية Metallic Bond

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).



بحر من الإلكترونات.

الإلكترونات الحرة.



أيونات الفلز الموجبة.

الشكل (10): نموذج الرابطة الفلزية.

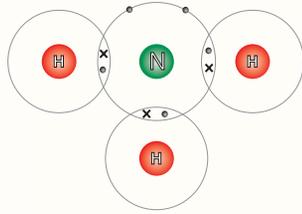
يُمثل الجدول (3) مقارنة بين الرابطة الأيونية، والرابطة التساهمية، والرابطة الفلزية، من حيث التجاذب الحاصل في كل منها.

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

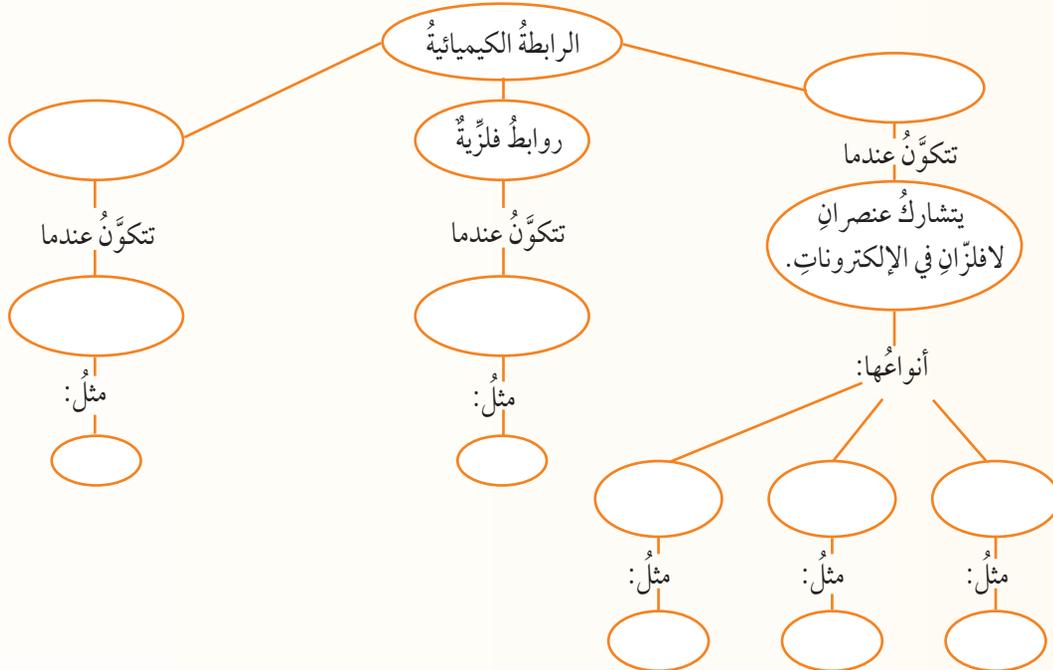
مقارنة بين الروابط: التساهمية، والأيونية، والفلزية.				
الجدول (3):	نوع الرابطة	نموذج توضيحي	التجاذب	مثال
	الأيونية		الأيونات الموجبة والأيونات السالبة لذرات فلز ولافلز.	NaCl
	التساهمية		النواة الموجبة والإلكترونات المشتركة بين الذرتين.	Cl ₂
	الفلزية		أيونات الفلز الموجبة والإلكترونات حرة الحركة في الشبكة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

مراجعةُ الدرس

1. الفكرةُ الرئيسيَّةُ: كيفَ تتكوَّنُ الروابطُ الكيميائيَّةُ بينَ ذرَّاتِ العناصرِ؟
2. أُطبِّقُ: أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَّ لكلِّ من الذرَّاتِ الآتية، ثمَّ أتوقَّعُ التغيُّرَ الذي ينبغي حدوثُه؛ لتمتلكَ كلُّ ذرَّةٍ التوزيعَ الإلكترونيَّ للغازِ النبيلِ:
 - التتروجينُ.
 - الكبريتُ.
 - الليثيومُ.



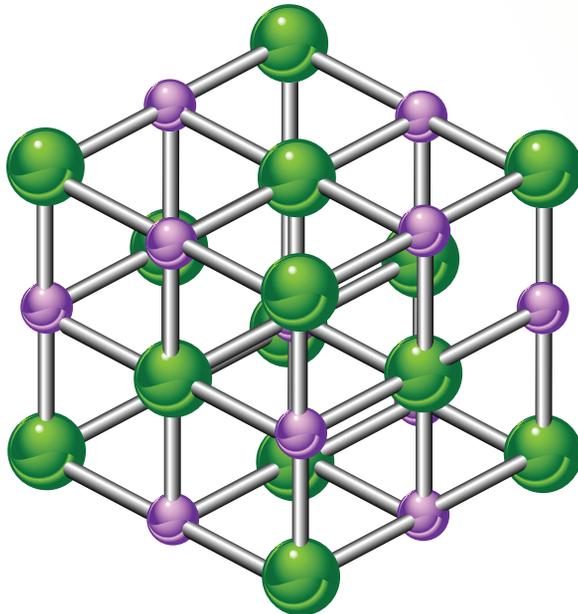
3. يُمثِّلُ الشكلُ المجاورُ جزيءَ الأمونيا:
 - أ. ما عددُ إلكتروناتِ التكافؤِ لذرَّةِ N؟
 - ب. ما نوعُ الرابطةِ التساهميَّةِ في هذا الجزيءِ؟
 - ج. ما عددُ أزواجِ الإلكتروناتِ الرابطةِ؟
 - د. ما عددُ أزواجِ الإلكتروناتِ غيرِ الرابطةِ؟
4. يتكوَّنُ جزيءُ HCl من ارتباطِ ذرَّةِ هيدروجينٍ بذرَّةِ كلورٍ، أُبينُ بالرسمِ هذا الترابطَ.
5. أكملُ المخططَ المفاهيميَّ الآتي الذي يتعلَّقُ بموضوعِ الروابطِ الكيميائيَّةِ:



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.



القدرة الرئيسية:

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 (الجزئية)

Covalent (Molecular) Compounds

Symbols

الرموز

الصيغ الكيميائية

Chemical Formula

الشكل (11): نموذج بلورة

المركب الأيوني.

أفسّر النسبة بين أيونات

الصوديوم إلى أيونات

الكلوريد في البلورة.

الربط بالحياة

أكسيد المغنيسيوم MgO



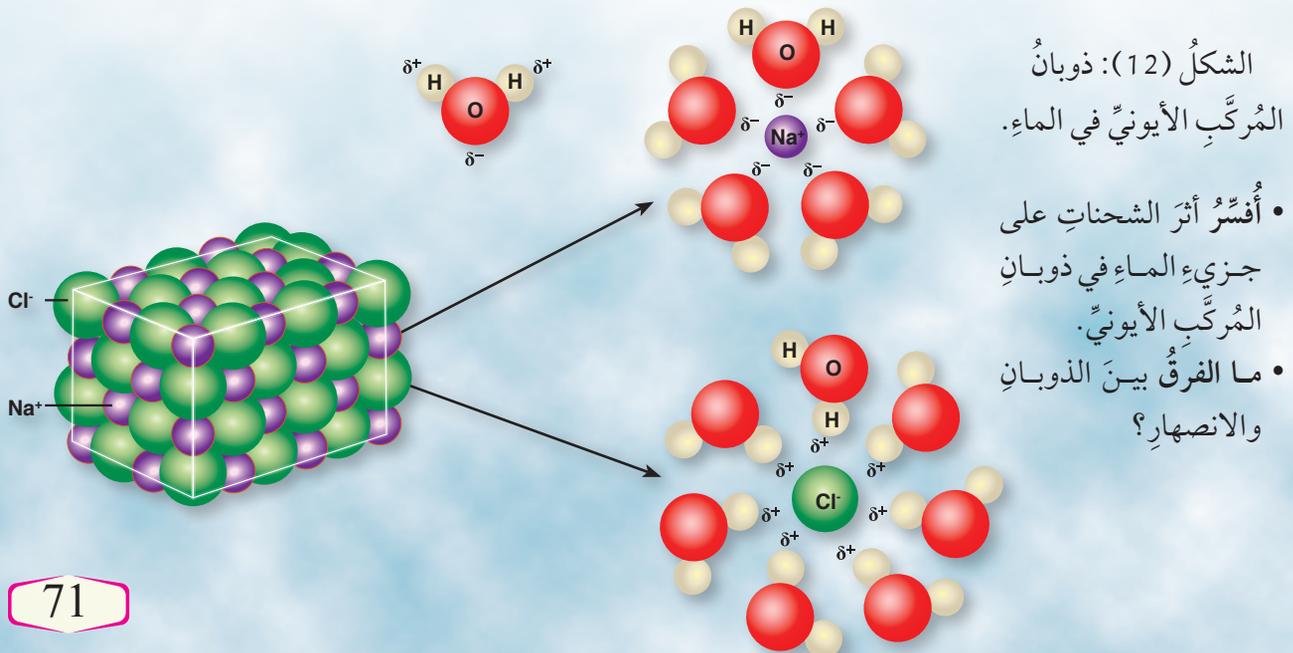
يُستخدم مُركَّبُ أكسيد المغنيسيوم MgO على نطاقٍ واسعٍ في الصناعاتِ المُتعلِّقةِ بأعمالِ البناءِ؛ إذ يدخلُ في صناعةِ الأسمنتِ، والموادِّ المقاومةِ للحرائقِ مثلِ الطوبِ الحراريِّ؛ نظرًا إلى ارتفاعِ درجةِ انصهارِهِ التي قد تصلُ إلى درجةٍ أكبرَ من $2800\text{ }^{\circ}\text{C}$.

الجدولُ (4): درجات الانصهارِ والغليانِ لمُركَّبيِ NaCl، و MgO.		اسمُ المُركَّبِ
درجةُ الغليانِ ($^{\circ}\text{C}$)	درجةُ الانصهارِ ($^{\circ}\text{C}$)	
1413	801	NaCl
6300	2852	MgO

تمتازُ المُركَّباتُ الأيونيةُ أيضًا بارتفاعِ درجاتِ انصهارِها وغليانِها Melting and Boiling Points؛ لأنَّ التغلُّبَ على قوى التجاذبِ بين الأيوناتِ الموجبةِ والأيوناتِ السالبةِ يتطلَّبُ وجودَ طاقةٍ كبيرةٍ. أنظرُ الجدولُ (4) الذي يُبيِّنُ درجاتِ الانصهارِ والغليانِ لمُركَّبيِ NaCl، و MgO.

يُلاحظُ منَ الجدولِ أنَّ درجتَي الانصهارِ والغليانِ لمُركَّبِ MgO الذي يحملُ الشحنتَ $\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}$ أعلى منهما للمُركَّبِ NaCl الذي يحملُ الشحنتَ $\text{Na}^{+}\text{Cl}^{-}$ ؛ لأنَّ زيادةَ الشحنتِ على الأيوناتِ تؤدي إلى زيادةَ قُوَّةِ التجاذبِ بينها، فتحتاجُ إلى طاقةٍ أكبرَ للتغلُّبِ عليها.

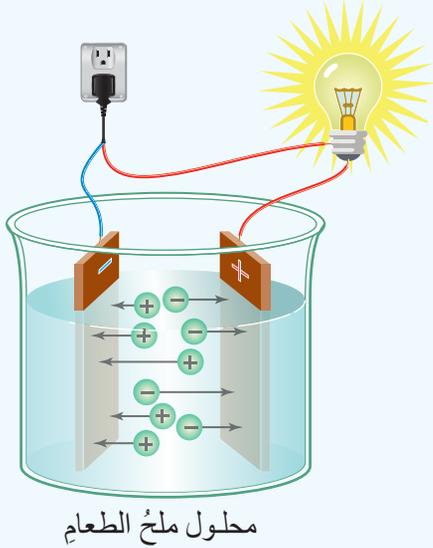
تمتازُ المُركَّباتُ الأيونيةُ بذائبيَّةِ Solubility عاليةٍ في الماءِ؛ إذ تذوبُ بسهولةٍ بسببِ قدرةِ جزيئاتِ الماءِ على عملِ تجاذبٍ معَ أيوناتِ البلُّورةِ، كما في الشكلِ (12)؛ ما يؤدي إلى فصلِ الأيوناتِ عنِ البلُّورةِ، فتصبحُ حرَّةَ الحركةِ بينَ جزيئاتِ الماءِ.



التجربة أ

التحليل والاستنتاج:

أفسر إضاءة المصباح في حالة المحلول.



محلول ملح الطعام

التوصيل الكهربائي للمركبات الأيونية

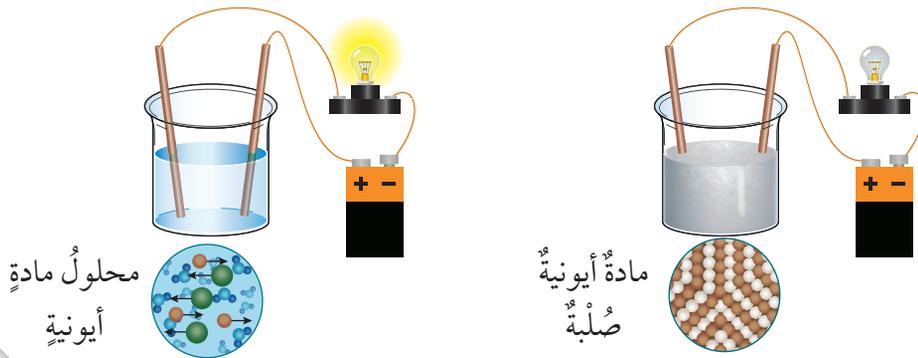
المواد والأدوات: ملح الطعام NaCl، ماء، دارة كهربائية، كأس زجاجية، وعاء.

إرشادات السلامة: ارتداء مريول المختبر، ولبس القفازين، ووضع النظارة الواقية على العينين.

خطوات العمل:

1. أكوّن دارة كهربائية موصولة إلى قطبي جرافيت.
2. ألاحظ أضغ 50g من ملح الطعام في وعاء، ثم أغمس قطبي الجرافيت في الملح، وألاحظ ما يحدث للمصباح الكهربائي في الدارة.
3. ألاحظ 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.

يتبين من التجربة السابقة أنّ المركبات الأيونية غير موصلة للتيار الكهربائي وهي في الحالة الصلبة؛ بسبب قوى التجاذب القوية بين الأيونات المختلفة في شحناتها؛ ما يجعل هذه الأيونات مقيّدة في أماكنها في البلورة، ويمنع حركتها، ولكن محاليل (أو مصاهير) هذه المركبات موصلة للتيار الكهربائي بصورة جيدة؛ نظرًا إلى تفكك البلورات عند صهرها أو إذابتها في الماء، فتصبح الأيونات حرة الحركة. أنظر الشكل (13).



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 وغيان 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، علمًا أن بعضها يصبح موصلاً للتيار الكهربائي بعد إذابته في الماء؛ نظرًا إلى احتواء المحلول على أيونات، كما في حالة جزيئات HCl.

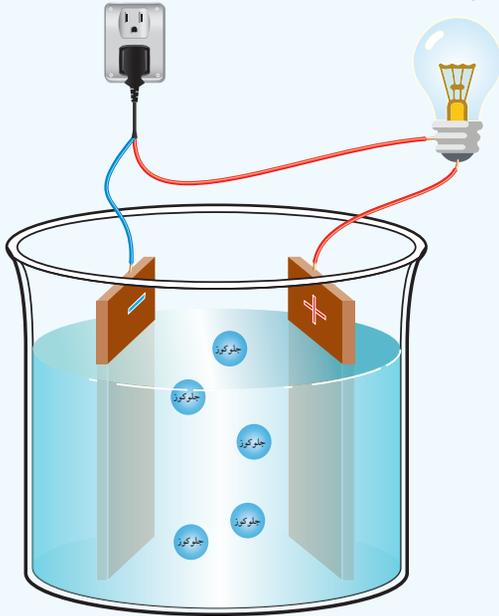


ابحث في مصادر المعرفة المناسبة عن الخصائص الفيزيائية للمركبات التساهمية، ثم أعد فيلمًا قصيرًا عن ذلك باستخدام برنامج movie maker، ثم عرضه أمام زملائي في الصف.

التجربة 2

التوصيل الكهربائي للمركبات التساهمية

التحليل والاستنتاج:
أفسر عدم توصيل سُكَّر الجلوكوز للتيار الكهربائي في الحالتين: الصلبة، والمحلول.



سُكَّر الجلوكوز

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

خطوات العمل:

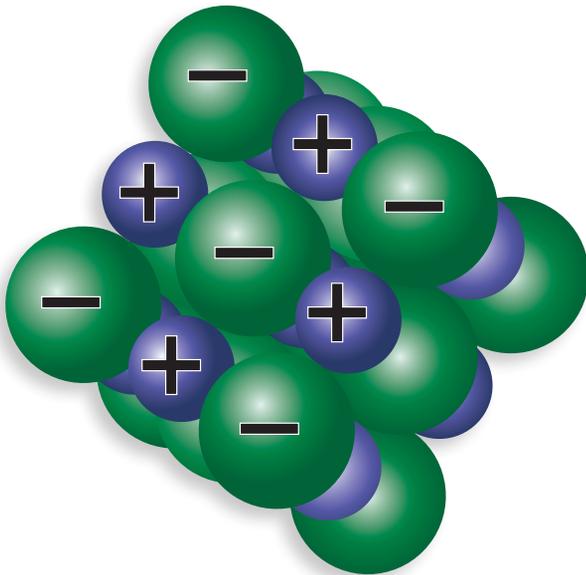
1. أكوّن دارة كهربائية موصولة إلى قطبي جرافيت.
2. **الأحظ** أضغ 50g من سُكَّر الجلوكوز في وعاء، ثم أغمس قطبي الجرافيت في السُكَّر، وأحظ ما يحدث للمصباح الكهربائي في الدارة.
3. **الأحظ** أذيب 50g من سُكَّر الجلوكوز في كأس زجاجية، وأستعمل السخان الكهربائي لإذابة الكمية كلها من السُكَّر إن لزم الأمر، ثم أغمس قطبي الجرافيت في المحلول، وأحظ ما يحدث للمصباح الكهربائي في الدارة.

مقارنةً بين المُركَّباتِ الأيونيةِ والمُركَّباتِ التساهميةِ.		الجدولُ (5):
المُركَّباتُ التساهميةُ	المُركَّباتُ الأيونيةُ	الخاصيةُ
منخفضةٌ غالبًا.	عاليةٌ.	درجاتُ الانصهارِ والغليانِ:
مُتطايرةٌ.	غيرُ مُتطايرةٌ.	التطايرُ:
لا تذوبُ غالبًا في الماءِ.	تذوبُ في الماءِ.	الذائبيَّةُ في الماءِ:
غيرُ موصلةٍ للكهرباءِ بوجهٍ عامٍّ.	غيرُ موصلةٍ للكهرباءِ.	توصيلُ الكهرباءِ في الحالةِ الصُّلبةِ:
غيرُ موصلةٍ للكهرباءِ بوجهٍ عامٍّ، ولكنَّ بعضها موصلةٌ لها.	موصلةٌ للكهرباءِ.	توصيلُ الكهرباءِ في حالةِ المحلولِ:

يُمثِّلُ الجدولُ (5) مقارنةً بين المُركَّباتِ الأيونيةِ والمُركَّباتِ التساهميةِ، من حيثِ درجاتِ الانصهارِ والغليانِ، والتطايرِ، والذائبيَّةُ، وتوصيلُ الكهرباءِ. أنظرُ الشكلَ (14) الذي يُمثِّلُ نموذجًا للروابطِ في مُركَّبٍ تساهميٍّ وآخرٍ أيونيٍّ.

✓ **أتحقَّقُ:** أذكرُ الخصائصَ العامةَ للمُركَّباتِ التساهميةِ.

التجاذبُ القويُّ بينَ الأيوناتِ.



تشاركِ الذرَّاتِ في الإلكتروناتِ.



الشكلُ (14): نموذجٌ للروابطِ في مُركَّبٍ تساهميٍّ وآخرٍ أيونيٍّ.

الربط بالصحة



استخدم أطباء الأسنان منذ القدم مزيجاً مكوناً من فلزاتٍ مُختلفة، مثل: النحاس، والفضة، والقصدير، والزنبق؛ لحشو فجوات الأسنان. ونظراً إلى ما تسببه أبخرة الزنبق السامة من ضررٍ بالصحة، فقد مُنع استخدامها في طب الأسنان، واستُعيضَ عنه بمزيج من الصمغ والبورسلان بوصفه بديلاً آمناً. أما في مجال تقويم الأسنان فاستُخدمت سبائك من النيكل والتيتانيوم؛ لأنها لا تصدأ، ولا تتآكل.

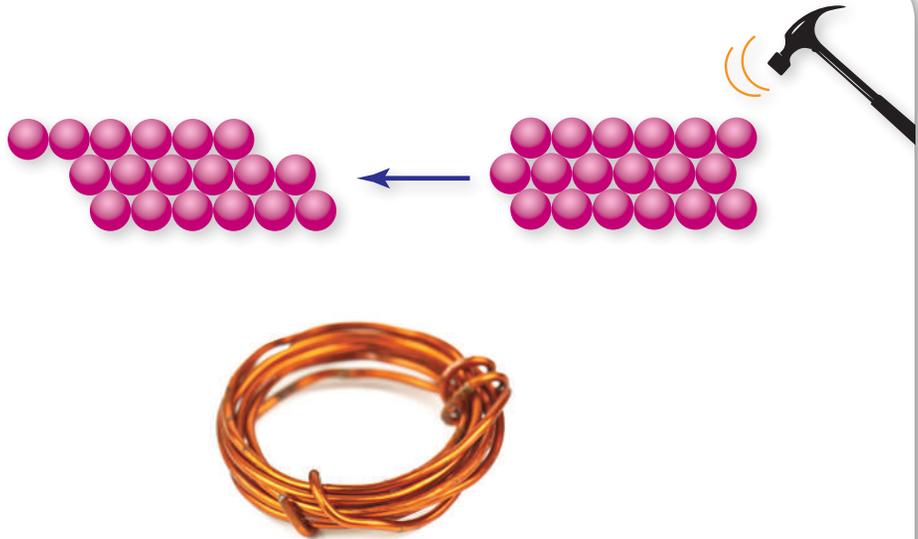
الخصائص الفيزيائية للفلزات Physical Properties for Metals

تُستخدم الفلزاتُ كثيراً في مجالاتٍ عدّة من حياتنا اليومية. والفلزاتُ موادُّ صلبة (ما عدا الزئبق؛ فهو سائل) تمتاز بأنها لامعة Shiny، وقابلة للطرق Malleable، والسحب Ductile. فعند طرق فلز ما تتكوّن صفائح، وعند سحبهِ تتكوّن أسلاكٌ. وهذا يعني أنّ بلورة الفلز لا تنكسر؛ لأنّ صفوف الأيونات الموجبة ينزلق بعضها عن بعض، لكنّها تظلّ في بحر الإلكتروناتِ نفسه. أنظر الشكل (15).

تمتاز الفلزاتُ أيضاً بأنها موصلةٌ جيدةٌ للكهرباء والحرارة Conductors of Electricity and Heat؛ نظراً إلى حركة الإلكترونات الحرّة في بلورة الفلز.

✓ **أتحقّق:** أفسّر ما يأتي: الفلزاتُ قابلةٌ للطرق والسحب.

الشكل (15): الفلزاتُ قابلةٌ للطرق والسحب.



الصيغ الكيميائية للمركبات Chemical Formulas For Compounds

تُستعمل الرموز والصيغ الكيميائية للتعبير عن المواد الكيميائية. وتُعرَّف الرموز **Symbols** 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 عدد ذرات العناصر ونوعها، التي يتكوّن منها أيُّ مركبٍ كيميائيٍّ. فمثلاً، مركب $MgCl_2$ يتكوّن من عنصريّ المغنيسيوم Mg ، والكلور Cl ، ويُسمّى هذا المركب بكتابة اسم الأيون السالب (Cl^- كلوريد)، ثم اسم الأيون الموجب (Mg^{2+} مغنيسيوم)؛ لذا يُسمّى مركب $MgCl_2$ كلوريد المغنيسيوم.

الربط بالحياة المركبات الأيونية

توجد في الطبيعة خامات عديدة للمركبات الأيونية؛ حيث تتنظم الأيونات المكوّنة للمركبات في شبكة بلورية ضخمة تحافظ على تماسك البلورة، ويؤدي الاختلاف في شحنة الأيونات وحجومها إلى تكوّن 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 $CuSO_4$.



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

المجموعات الأيونية، وشحنتها، وتكافؤ كل منها.			الجدول (7):
الشحنة	الرمز	اسم المجموعة	
1-	OH ⁻	الهيدروكسيد	مجموعات أيونية أحادية التكافؤ:
1-	NO ₃ ⁻	النترات	
1-	HCO ₃ ⁻	البيكربونات	
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-	Cr ₂ 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 تُسمى أولاً، يليها اسم الأيون الموجب. فمثلاً، يُسمى المركب CaSO₄ كبريتات الكالسيوم. ولكتابة صيغته الكيميائية، يجب معرفة رموز العناصر التي يتكوّن منها، وكذلك تكافؤ كل عنصر أو شحنته.

لذا، يمكن كتابة الصيغة الكيميائية للمركب 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 رقم التكافؤ أسفل كل رمز.
4. استبدال رقم التكافؤ لأحد الرمزين بالآخر.
5. حذف أرقام التكافؤ في حال تساويها.
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. رقم التكافؤ: 3 2
4. استبدال رقم التكافؤ لأحد الرمزين بالآخر:
- | | |
|----|---|
| Al | O |
| 3 | 2 |
-

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. رقم التكافؤ: 4 2
4. استبدال رقم التكافؤ لأحد الرمزين بالآخر:
- | | |
|---|---|
| C | O |
| 4 | 2 |
-

المثال 3

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

أكتب الصيغة الكيميائية لمركب هيدروكسيد الكالسيوم.

الحل:

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

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 فستخدم 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 تكافؤه 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).

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

- كبريتات الصوديوم.
- فوسفات الكالسيوم.
- نتريد المغنيسيوم.

السالبية الكهربائية وأنواع الروابط الكيميائية

Electronegativity and Types of Chemical Bonds

درستُ سابقاً 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، أنظر الجدول (8)، وفقاً لمقياس باولنج Pauling Scale الأكثر شيوعاً. في هذا المقياس يكون عنصر الفلور F هو أعلى العناصر من حيث السالبية الكهربائية؛ إذ تبلغ 4.1، ويكون عنصر الفرانسيوم Fr أقلها؛ إذ تبلغ 0.7، وتتراوح قيم السالبية الكهربائية للعناصر الباقية في الجدول الدوري بين هاتين القيمتين.

يلاحظُ من الجدول (8) أنَّ الرابطة التساهمية تتكوَّن عندما يتراوح الفرق في السالبية الكهربائية بين ذرتين مختلفتين بين (0.4) و (2)، مثل: HCl و HF و CO. وفي حال وجود ذرتين متشابهتين للعنصر نفسه، مثل: N₂ و O₂ و Cl₂، فإنه يكون للذرتين السالبية الكهربائية نفسها؛ أي إنَّ الفرق في السالبية الكهربائية بينهما صفر، وتكون الرابطة أيضاً تساهمية. أمَّا إذا كان الفرق في السالبية الكهربائية بين ذرتين أكبر من 2 فإنَّ الرابطة تكون أيونية.

✓ **أتحقَّق:** ما المقصودُ بالسالبية الكهربائية؟

نوع الرابطة بحسب الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرات.	الجدول (8):
نوع الرابطة المتكوَّنة	الفرق في السالبية الكهربائية
تساهمية.	من (0.4) إلى (2):
أيونية.	أكبر من (2):

مراجعةُ الدرس

1. الفكرةُ الرئيسيَّةُ: أذكرُ الخصائصَ الفيزيائيةَ لكلِّ منَ الموادِّ الأيونيةِ، والتساهميةِ، والفلزيَّةِ.
2. أصنّفُ الموادَّ الآتيةَ إلى موادِّ موصلةٍ للتيارِ الكهربائيِّ وأخرى غيرِ موصلةٍ:
 - حبيباتُ السُّكَّرِ الصُّلبِ.
 - مصهورُ KCl.
 - ملحُ $MgCl_2$ الصُّلبُ.
 - فلزُّ Al.
 - محلولُ NaCl.
3. أقرنُ بينَ الموادِّ الأيونيةِ والتساهميةِ والفلزيَّةِ، كما في الجدولِ الآتي:

التوصيلُ الكهربائيُّ		نوعُ الرابطةِ	المادةُ
المصهورُ	الصُّلبُ		
			الأيونيَّةُ
			التساهميَّةُ
			الفلزيَّةُ

4. أكتبُ الصيغةَ الكيميائيَّةَ للمركَّباتِ الآتيةِ: نتراتُ الصوديومِ، كبريتاتُ المغنيسيومِ، أكسيدُ الكالسيومِ.
5. أفسِّرُ: يصعبُ الفصلُ بينَ الأيوناتِ السالبةِ والأيوناتِ الموجبةِ في البلورةِ الأيونيةِ.
6. تحفيزٌ: ما تكافؤُ كلِّ منَ المجموعتينِ: NH_4 و CrO_4 في المركَّبِ الآتي: $(NH_4)_2CrO_4$ ؟

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.

أبحاث مستعيناً بمصادر المعرفة المتوفرة، أبحث عن خصائص السبائك الآتية واستعمالاتها: الستانلس ستيل Steel Stanles، البرونز Bronze، سبيكة النحاس والنيكل Copper - Nickel، ثم أكتب تقريراً عنها، ثم أناقشها مع المعلم والزملاء في الصف.

7. عند اتحاد ذرات عنصر X الذي عدده الذري (7) مع ذرات عنصر Y الذي عدده الذري (17)، فإن صيغة الجزيء الناتج هي:

- أ . XY_7
ب . X_3Y
ج . XY_3
د . X_7Y

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 . CH_4
د . He

10. إذا كان فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين أكبر من 2 وفقاً لمقياس باولنج، فإن الرابطة المتوقعة هي:

- أ . فلزية.
ب . أيونية.
ج . تساهمية أحادية.
د . تساهمية ثلاثية.

11. إذا كان التمثيل النقطي لعنصر هو $(\cdot \dot{X} \cdot)$ ، فإن العدد الذري للعنصر هو:

- أ . 3
ب . 5
ج . 13
د . 15

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

1. نوع الرابطة في مركب كلوريد الليثيوم:
أ . رابطة تساهمية أحادية.
ب . رابطة تساهمية ثنائية.
ج . رابطة أيونية.
د . رابطة فلزية.

2. نوع الرابطة بين ذرات عنصر الصوديوم Na:
أ . رابطة تساهمية أحادية.
ب . رابطة تساهمية ثنائية.
ج . رابطة أيونية.
د . رابطة فلزية.

3. واحدة من الصيغ الكيميائية الآتية تحتوي على رابطة أيونية:

- أ . CO
ب . H_2O
ج . MgO
د . HCl

4. واحدة من الصيغ الكيميائية الآتية تحتوي على رابطة تساهمية ثلاثية:

- أ . N_2
ب . O_2
ج . H_2
د . Cl_2

5. الصيغة الكيميائية لمركب نترات الكالسيوم، هي:

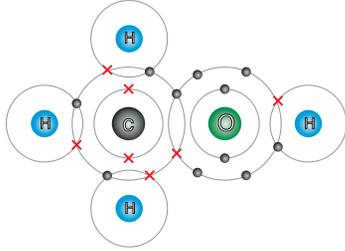
- أ . $CaNO_3$
ب . $Ca(NO_3)_2$
ج . Ca_2NO_3
د . $Ca_2(NO_3)_2$

6. عدد روابط سيجما σ وروابط باي π في الصيغة:

- $CH_3CH=CH_2$ ، هو:
أ . 3σ ، 2π
ب . 5σ ، 2π
ج . 8σ ، 1π
د . 9σ ، 1π

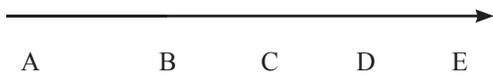
مراجعة الوحدة

9. أستنتج كيف تتكوّن الرابطة التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية في المركّبات الآتية: HCl , C_2H_2 , O_2 ، مُستخدماً تركيب لويس.
10. أفسّر البيانات: أدرس جيداً الشكل الآتي الذي يُمثّل جزيء الميثانول CH_3OH ، ثمّ أُجب عن الأسئلة التي تليه:



- أ . أبين عدد إلكترونات التكافؤ لكل 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 كل 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 متتاليةً كما يأتي:

زيادة العدد الذريّ



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

- أ . A مع B.
- ب . B مع D.
- ج . B مع بعضها مع بعض.
- د . E مع بعضها مع بعض.

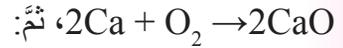
2. أوضّح المقصود بالمصطلحات الآتية:

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

3. أقرن 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 جيداً:



- أ . أمثّل المواد المتفاعلة في تركيب لويس.
- ب . أمثّل المواد الناتجة في تركيب لويس.
- ج . أوضّح كيف وصلت ذرة الكالسيوم Ca إلى توزيع إلكترونيّ يُسببه التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.
- د . أجد تكافؤ كل من ذرتي الكالسيوم والأكسجين.

5. أكتب الصيغة الكيميائية للمركّبات الآتية:

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

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

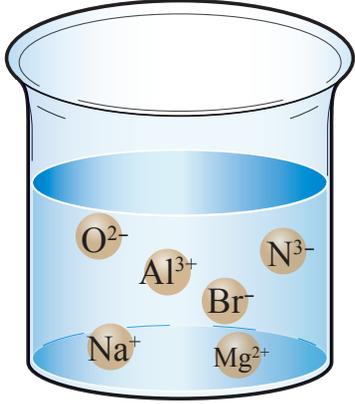
7. أفسّر ما يأتي:

أ . الفلزّات موصلةٌ جيدةٌ 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 الفلزّية.

16. أتحصن الأيونات في الكأس الزجاجية، ثم أحدد أكبر عدد من المركبات التي قد تتكوّن من هذه الأيونات في حال تبخر الماء.



14. أستنتج: أي المواد الآتية:

(Al, CH₄, KCl, C₂H₂, C₂H₄) تُعدّ مثلاً

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:

أيون سالب

تركيب لويس

الرابطة

الرابطة

التساهمية الأحادية

التساهمية الثنائية

الروابط

أيون موجب

الرابطة

الرابطة الأيونية

الكيميائية

التساهمية

الصيغ الكيميائية

الرابطة

التساهمية الثلاثية

مركب أيوني

مسردُ المصطلحات

- الألفة الإلكترونية **Electron Affinity**: مقدارُ التغيّرِ في طاقةِ الذرّةِ المُتعادلةِ المُقترِنُ بإضافةِ إلكترونٍ إليها في الحالةِ الغازيةِ.
- إلكتروناتُ التكافؤِ **Valence Electrons**: إلكتروناتُ المستوى الخارجيِّ للذرّةِ.
- بحرُ الإلكتروناتِ **Sea of Electrons**: إلكتروناتُ التكافؤِ لذراتِ الفلزِّ في البلّورةِ التي تحيطُ بالأيوناتِ الموجبةِ في الاتجاهاتِ جميعها.
- تركيبُ لويس **Lewis Structure**: التمثيلُ النقطيُّ لإلكتروناتِ التكافؤِ ، وفيه يُرمزُ إلى كلّ إلكترونٍ تكافؤٍ بنقطةٍ واحدةٍ توضعُ على رمزِ العنصرِ.
- التوزيعُ الإلكترونيُّ **Electronic Configuration**: عمليةُ ترتيبِ الإلكتروناتِ في الذرّةِ وفقَ مستوياتِ الطاقةِ المُختلفةِ.
- الذائبيةُ **Solubility**: أكبرُ كتلةٍ من المذابِ يُمكنُ إذابتهَا في 100 غرامٍ من المذيبِ.
- الذرّةُ المثارَةُ **Atom Exited**: ذرّةُ العنصرِ التي امتصّتْ كمّيّةَ الطاقةِ؛ ما أدّى إلى انتقالِ أحدِ إلكتروناتِها (أو أكثرَ) من المستوى الموجودِ فيه إلى مستوى أعلى من الطاقةِ.
- الرابطةُ الأيونيةُ **Ionic Bond**: القوّةُ التي تجذبُ الأيوناتِ ذاتَ الشحناتِ المُختلفةِ في المركّباتِ.
- الرابطةُ الفلزيّةُ **Metallic Bond**: قوّةُ التجاذبِ بينَ الأيوناتِ الموجبةِ للفلزاتِ والإلكتروناتِ حرّةِ الحركةِ في الشبكةِ البلّوريةِ.
- الرابطةُ التساهميةُ **Covalent Bond**: الرابطةُ الكيميائيةُ الناتجةُ من تشاركِ ذرتينِ أو أكثرَ من العناصرِ اللافلزيّةِ بزواجٍ أو أكثرَ من الإلكتروناتِ.
- الرابطةُ التساهميةُ الأحاديةُ **Mono Covalent Bond**: الرابطةُ التساهميةُ التي تنشأُ من تشاركِ ذرتينِ في زوجٍ واحدٍ من الإلكتروناتِ.
- الرابطةُ التساهميةُ الثنائيةُ **Double Covalent Bond**: الرابطةُ التساهميةُ التي تنشأُ من تشاركِ ذرتينِ في زوجينِ من الإلكتروناتِ.
- الرابطةُ التساهميةُ الثلاثيةُ **Triple Covalent Bond**: الرابطةُ التساهميةُ التي تنشأُ من تشاركِ ذرتينِ في ثلاثةِ أزواجٍ من الإلكتروناتِ.

- الروابط الكيميائية **Chemical Bonds**: قُوَّةُ تجاذبٍ تنشأُ بينَ ذرَّتَيْنِ أوْ أكثرَ عندَ ارتباطِ بعضِها ببعضِ.
- السالبية الكهربائية **Electronegativity**: قدرةُ الذرَّةِ على جذبِ إلكتروناتِ الرابطةِ نحوها عندَ ارتباطِها بذرَّةٍ أُخرى.
- شحنةُ النواةِ الفعَّالة **Effective Nuclear Charge**: مقدارُ شحنةِ النواةِ الفعليَّةِ التي تُؤثِّرُ في إلكتروناتِ المستوى الخارجيِّ.
- الصيغُ الكيميائية **Chemical Structure**: طريقةٌ موجزةٌ للتعبيرِ عن نسبِ الذراتِ ونوعِها، التي يتكوَّنُ منها المركَّبُ الكيميائيُّ.
- طاقةُ التأين **Ionization Energy**: الحدُّ الأدنى من الطاقةِ اللازمةِ لنزعِ الإلكترونِ الأبعدِ عن النواةِ في الحالةِ الغازيةِ للذرَّةِ أو الأيونِ.
- طيفُ الانبعاثِ الخطِّي **Line Emission Spectrum**: مجموعةٌ من الأطوالِ الموجيةِ للضوءِ الصادرِ عن ذراتِ العنصرِ المثارةِ عندَ عودةِ الإلكترونِ فيها إلى حالةِ الاستقرارِ.
- الطيفُ الخطِّي (المنفصل) **Line Spectrum**: مجموعةٌ من الأطوالِ الموجيةِ التي تظهرُ في صورةِ مجموعةٍ من الألوانِ المتباعدةِ التي تظهرُ في منطقةِ الطيفِ المرئيِّ.
- الطيفُ الذرِّي **Atomic Spectrum**: مجموعةُ الأمواجِ الضوئيةِ التي تصدرُ عن ذراتِ العناصرِ، ويقعُ بعضها في منطقةِ الضوءِ المرئيِّ، وبعضُها الآخرُ في منطقةِ الضوءِ غيرِ المرئيِّ.
- الطيفُ الكهرومغناطيسيُّ **Electromagnetic Spectrum**: جميعُ الأطوالِ الموجيةِ التي يتكوَّنُ منها الضوءُ.
- الطيفُ المتصل **Continuous Spectrum**: مجموعةُ الأطوالِ الموجيةِ التي تظهرُ في صورةِ مجموعةٍ من الألوانِ المتتابعةِ المتداخلةِ (قوسُ المطر) التي يتكوَّنُ منها الضوءُ العاديُّ.
- الطيفُ المرئيُّ **Visible Spectrum**: حزمةٌ ضيقةٌ من الطيفِ الكهرومغناطيسيِّ يُمكنُ تمييزُها بالعينِ، وتتراوحُ أطوالُها الموجيةُ بينَ 350 نانومتراً و 800 نانومتراً.
- الطيفُ غيرِ المرئيِّ **Invisible Spectrum**: الأطوالُ الموجيةُ التي يتألَّفُ منها الطيفُ الكهرومغناطيسيُّ، ويقلُّ طولُها الموجيُّ عن 350 نانومتراً، ويزيدُ على 800 نانومتراً، ولا يُمكنُ تمييزُها بالعينِ.
- العددُ الذرِّيُّ **Atomic Number**: عددُ البروتوناتِ الموجبةِ في النواةِ، وهو يساوي عددَ الإلكتروناتِ في الذرَّةِ المتعادلةِ.

- **العناصر الممثلة The Representative Elements**: مجموعة من العناصر تضم عناصر المجموعات نوات الأرقام (18 - 13، 2، 1) 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 لبولي 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 عبّيد، **الكيمياء العامة**، دار المسيرة للنشر والتوزيع، عمّان، ٢٠٠٤م.
- جيمس برادي، جيرارد هيوم ستون، **الكيمياء العامة والمبادئ والبنية**، ج ١، ترجمة سليمان سعسع ومأمون الحلبي، نيويورك، جون ويلي للنشر، ١٩٩٢م.
- خليل حسام، **موسوعة الكيمياء الشاملة**، دار أسامة للنشر، ج ٢، ٢٠٠٩م.
- صالح محمد، صابر محمد، عثمان عثمان، **أسس ومبادئ الكيمياء**، ج ٢، الدار العربية للنشر، ٢٠٠٠م.
- محمد إسماعيل الدرمللي، **الدليل في الكيمياء: الكيمياء العامة؛ ماهيتها، عناصرها، دارالعلم والإيمان ودار الجديد للنشر والتوزيع**، ٢٠١٨م.

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 .

