وزارة التربية
Ministry of Education
State of Kuwait | دولـــة الكويـت

الكيمياء

الصف العاشر

الفصل الدراسي الأول - القسم الأول

كتاب الطالب

المرحلة الثانوية

1/1

الكيمياء
الصف العاشر
الفصل الدراسي الأول - القسم الأول
المرحلة الثانوية

الكيمياء

كتاب الطالب

الصفّ العاشر

الفصل الدراسي الأول - القسم الأول

المرحلة الثانويّة

اللجنة الإشرافية لدراسة ومواءمة سلسلة كتب العلوم

أ. برّاك مهدي برّاك (رئيسا)

أ. راشد طاهر الشمالي　　أ. سعاد عبد العزيز الرشود

أ. مصطفى محمد مصطفى　　أ. فتوح عبد الله طاهر الشمالي

أ. تهاني ذعار المطيري

الطبعة الثانية

١٤٤٧هـ

٢٠٢٥ - ٢٠٢٦ م

حقوق التأليف والطبع والنشر محفوظة لوزارة التربية ـ قطاع البحوث التربوية والمناهج

إدارة تطوير المناهج

الطبعة الأولى ٢٠١٣ - ٢٠١٤ م
الطبعة الثانية ٢٠١٤ - ٢٠١٥ م
٢٠١٦ - ٢٠١٧ م
٢٠١٨ - ٢٠١٩ م
٢٠١٩ - ٢٠٢٠ م
٢٠٢٠ - ٢٠٢١ م
٢٠٢١ - ٢٠٢٢ م
٢٠٢٢ - ٢٠٢٣ م
٢٠٢٣ - ٢٠٢٤ م
٢٠٢٤ - ٢٠٢٥ م
٢٠٢٥ - ٢٠٢٦ م

فريق عمل دراسة ومواءمة كتب الكيمياء للصف العاشر الثانوي

أ. نبيل محي الدين حسن الجعفري

أ. ضياء عبدالعال محمد
أ. لولوة خلف منصور العنزي
أ. حياة حسين محمود مندني
أ. دلع عبدالله عبداللطيف الأدلبي

دار التَّربَويّون House of Education ش.م.م. وبيرسون إديوكيشن ٢٠١٣

alAlfain الألفين
2479 7777

أودع بمكتبة الوزارة تحت رقم (٦١) بتاريخ ٢٠١٤/٥/٦م

حضرة صاحب السمو الشيخ مشعل الأحمد الجابر الصباح

أمير دولة الكويت

H.H. Sheikh Meshal AL-Ahmad Al-Jaber Al-Sabah
Amir Of The State Of Kuwait

سمو الشيخ صباح خالد الحمد الصباح

ولي عهد دولة الكويت

H. H. Sheikh Sabah Khaled Al-Hamad Al-Sabah
Crown Prince Of The State Of Kuwait

مقدمـــــة

الحمدلله رب العالمين، والصلاة والسلام على سيد المرسلين، محمد بن عبدالله وصحبه أجمعين.

عندما شرعت وزارة التربية في عملية تطوير المناهج، استندت في ذلك إلى جملة من الأسس والمرتكزات العلمية والفنية والمهنية، حيث راعت متطلبات الدولة وارتباط ذلك بسوق العمل، وحاجات المتعلمين والتطور المعرفي والعلمي، بالإضافة إلى جملة من التحديات التي تمثلت بالتحدي القيمي والاجتماعي والاقتصادي والتكنولوجي وغيرها، وإن كنا ندرك أن هذه الجوانب لها صلة وثيقة بالنظام التعليمي بشكل عام وليس المناهج بشكل خاص.

ومما يجب التأكيد عليه، أن المنهج عبارة عن كم الخبرات التربوية والتعليمية التي تُقدم للمتعلم، وهذا يرتبط أيضًا بعمليات التخطط والتنفيذ، والتي في محصلتها النهائية تأتي لتحقيق الأهداف التربوية، وعليه أصبحت عملية بناء المناهج الدراسية من أهم مكونات النظام التعليمي، لأنها تأتي في جانبين مهمين لقياس كفاءة النظام التعليمي، فهي من جهة تمثل أحد المدخلات الأساسية ومقياسًا أو معيارًا من معايير كفاءته من جهة أخرى، عدا أن المناهج تدخل في عملية إنماء شخصية المتعلم في جميع جوانبها الجسمية والعقلية والوجدانية والروحية والاجتماعية.

من جانب آخر، فنحن في قطاع البحوث التربوية والمناهج، عندما نبدأ في عملية تطوير المناهج الدراسية، ننطلق من كل الأسس والمرتكزات التي سبق ذكرها، بل إننا نراها محفزات واقعية تدفعنا لبذل قصارى جهدنا والمضي قدمًا في البحث في المستجدات التربوية سواء في شكل المناهج أم في مضامينها، وهذا ما قام به القطاع خلال السنوات الماضية، حيث البحث عن أفضل ما توصلت إليه عملية صناعة المناهج الدراسية، ومن ثم إعدادها وتأليفها وفق معايير عالمية استعدادًا لتطبيقها في البيئة التعليمية.

ولقد كانت مناهج العلوم والرياضيات من أول المناهج التي بدأنا بها عملية التطوير، إيمانًا بأهميتها وانطلاقًا من أنها ذات صفة عالمية، مع الأخذ بالحسبان خصوصية المجتمع الكويتي وبيئته المحلية، وعندما أدركنا أنها تتضمن جوانب عملية التعلم ونعني بذلك المعرفة والقيم والمهارات، قمنا بدراستها وجعلها تتوافق مع نظام التعليم في دولة الكويت، مركزين ليس فقط على الكتاب المقرر ولكن شمل ذلك طرائق وأساليب التدريس والبيئة التعليمية ودور المتعلم، مؤكدين على أهمية التكامل بين الجوانب العلمية والتطبيقية حتى تكون ذات طبيعة وظيفية مرتبطة بحياة المتعلم.

وفي ضوء ما سبق من معطيات وغيرها من الجوانب ذات الصفة التعليمية والتربوية تم اختيار سلسلة مناهج العلوم والرياضيات التي أكملناها بشكل ووقت مناسبين، ولنحقق نقلة نوعية في مناهج تلك المواد، وهذا كله تزامن مع عملية التقويم والقياس للأثر الذي تركته تلك المناهج، ومن ثم عمليات التعديل التي طرأت أثناء وبعد تنفيذها، مع التأكيد على الاستمرار في القياس المستمر والمتابعة الدائمة حتى تكون مناهجنا أكثر تفاعلية.

د. سعود هلال الحربي

الوكيل المساعد لقطاع البحوث التربوية والمناهج

المحتويات

الجزء الأوّل

الوحدة الأولى: الإلكترونات في الذرّات والدورية الكيميائية

الوحدة الثانية: الروابط الكيميائية (الأيونية والتساهمية والتناسقية)

الوحدة الثالثة: كيمياء العناصر

الجزء الثاني

الوحدة الرابعة: التفاعلات الكيميائية والكيمياء الكمّية

الوحدة الخامسة: مركّبات الكربون

محتويات الفصل الدراسي الأول - القسم الأول

الوحدة الأولى: الإلكترونات في الذرّات والدورية الكيميائية	12
الفصل الأوّل: نماذج الذرّة	13
الدرس 1–1: تطوّر النماذج الذرّية	14
الدرس 1–2: ترتيب الإلكترونات في الذرّات	21
الفصل الثاني: الدورية الكيميائية	28
الدرس 2–1: تطوّر الجدول الدوري	29
الدرس 2–2: تقسيم العناصر	35
الدرس 2–3: الميول الدورية (التدرج في الخواص)	43
مراجعة الوحدة الأولى	55
أسئلة مراجعة الوحدة الأولى	58
الوحدة الثانية: الروابط الكيميائية (الأيونية والتساهمية والتناسقية)	64
الفصل الأوّل: الروابط الأيونية والمركّبات الأيونية	65
الدرس 1–1: الترتيب الإلكتروني في الرابطة الأيونية	66
الدرس 1–2: الرابطة الأيونية	74

الوحدة الأولى

الإلكترونات في الذرّات والدورية الكيميائية
Electrons in Atoms and Chemical Periodicity

هل سألت نفسك يومًا كيف تعمل المصابيح المستخدمة في تزيين المحلّات التجارية والإعلانات؟ وما سبب اختلاف ألوان هذه المصابيح؟

ينتج توهّج هذه المصابيح عن توهّج التفريغ الكهربائي، أي تسارع الإلكترونات داخل أنبوب فيه غاز تحت ضغط منخفض، فتصطدم بذرّات الغاز الذي يتأين ويصدر الأشعة الضوئية. ويظهر في الشكل أعلاه كيف يختلف اللون باختلاف الغاز داخل أنبوب المصباح.

اكتشف بنفسك

الفراغ بين الجزيئات في المادّة

لإجراء هذا النشاط يجب توافر ما يأتي: كأس فارغة، ماء من الصنبور، حبر يستعمل للكتابة.

1. املأ الكأس ماء من الصنبور.
2. أضف قليلًا من الحبر الأزرق (5 – 10 نقاط).
3. أعد التجربة مستخدمًا حبر الكتابة بألوان مختلفة.
4. ماذا ترى في الكأس؟
5. ما الذي يسمح للحبر بالانتشار في كأس الماء؟
6. هل ينتشر الحبر بالطريقة نفسها إذا استعملنا ألوانًا أخرى؟

فصول الوحدة

الفصل الأوّل
- نماذج الذرّة

الفصل الثاني
- الدورية الكيميائية

أهداف الوحدة

- يتعرّف تطوّر نموذج الذرّة عبر التاريخ.
- يشرح معنى طاقات الكوانتم للإلكترونات.
- يطبّق مبادئ كتابة الترتيبات الإلكترونية للعناصر.
- يتعرّف تطوّر الجدول الدوري عبر التاريخ.
- يفسّر التدرج في خواص العناصر في الدورة وفي المجموعة في الجدول الدوري للعناصر.

معالم الوحدة

اكتشف بنفسك: الفراغ بين الجزيئات في المادّة

الكيمياء في خدمة المجتمع: معرفة تاريخ الوفاة من رفات الموتى

علاقة الكيمياء بعلم الفلك: الانفجار العظيم

الكيمياء في خدمة الصناعة: وظائف كبيرة لأجهزة صغيرة

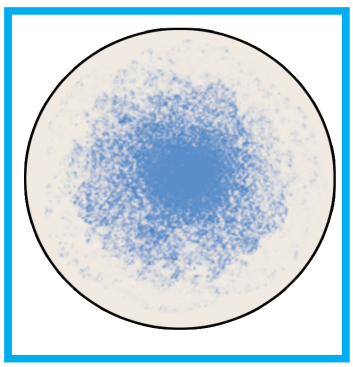
علاقة الكيمياء بعلم الموسيقى: ثمانيات نيولاندز

الفصل الأول

نماذج الذرّة
Atomic Models

توصّل العلماء إلى تحديد مفهوم حديث للذرّة، حيث يرجع أصل هذه الكلمة إلى الكلمة الإغريقية «أتوموس» (atomos)، وتعني غير قابل للانقسام. ولغاية القرن 19 حين تمّ عرض تصوّر العالم بور، كان الاعتقاد السائد أن الذرّات جسيمات دقيقة للغاية وغير قابلة للانقسام.

منذ بداية القرن العشرين، أصبح من المعروف أن المادة غير قابلة للتجزئة إلى ما لا نهاية، بل إنها تتكوّن من جسيمات مادية قطرها حوالى $10^{-10}\,m$ سمّيت بالذرّات. وتتكوّن الذرّة من نواة موجبة الشحنة تحتوي على بروتونات موجبة الشحنة ونيوترونات متعادلة الشحنة، وتوجد خارج النواة إلكترونات سالبة الشحنة تدور في أفلاك. وتحتوي النواة على أكثر من 99% من المادّة الموجودة في الذرّة. ويمكن تمثيل حجم النواة بالمقارنة مع حجم الذرّة في هذا المثال: إذا قدّرت نواة ذرّة الهيدروجين بحجم كرة الطاولة، يمكن أن يبتعد عنها إلكترونها ثلاثة كيلومترات تقريبًا. السحابة الإلكترونية هي منطقة في الفضاء المحيط بالنواة، ويُحتمل وجود الإلكترون فيها في كلّ الاتّجاهات والأبعاد. وسمّيت السحابة الإلكترونية كذلك بسبب حركة الإلكترونات السريعة حول النواة والتي تفوق 2000 km في الثانية، فتشكل ما يشبه السحابة التي تحمل شحنة سالبة كما هو موضّح في الشكل التالي.



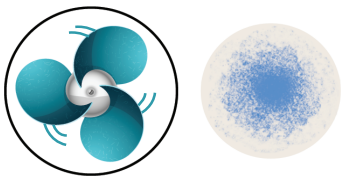
السحابة الإلكترونية

دروس الفصل

الدرس الأوّل
- تطوّر النماذج الذرّية

الدرس الثاني
- ترتيب الإلكترونات في الذرّات

مماثلة: السحابة الإلكترونية



السحابة الإلكترونية — مروحة تدور

يمكنك تخيل مستويات الطاقة عند النظر إلى مروحة وهي ساكنة، فتستطيع تمييز أذرع المروحة.
عند دوران المروحة تبدو الأذرع وكأنها تكوّن سحابة حول قلب المروحة. بالمثل، عند دوران الإلكترونات تبدو كأنها تكوّن سحابة إلكترونية حول النواة.

الدرس 1-1

تطوّر النماذج الذرّية
Evolution of Atomic Models

الأهداف العامة

- يلخّص تطوّر النظرية الذرّية.
- يشرح معنى أعداد الكم للإلكترونات.

سبق أن تعلمت في الصفين السابع والتاسع عن تطوّر نموذج الذرّة عبر التاريخ (دالتون، وطومسون، ورذرفورد، وبور) (شكل 1)، وعن النموذج الذرّي الحديث وأعداد الكم. سوف نتوسع في هذا الدرس في دراسة نماذج من التركيب الذرّي ونلقي الضوء على الإلكترونات داخل الذرّة.

500 – 100 (ق.م.)	ديموقريطوس (460 – 370) (ق.م.)	
400 – 300 (ق.م.)	أرسطو (384 – 322) (ق.م.)	
1700 – 1850 (ب.م)	دالتون (1766 – 1844)	
1850 – 1900 (ب.م)	طومسون (1856 – 1940) رذرفورد (1871 – 1931) بور (1885 – 1962) تشادويك (1891 – 1974)	

شكل (1)

كيف تطوّر نموذج الذرّة عبر التاريخ؟

1. تطوّر النماذج الذرّية
The Evolution of Atomic Models

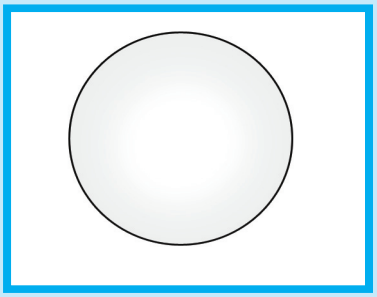
سبق أن درست في الصفوف السابقة أنّ الذرّات هي مجموعات من البروتونات والنيوترونات التي تكوّن النواة، وتحيط بها الإلكترونات. على الرغم من أنّ هذا النموذج قد تمّ العمل به جيدًا، إلّا أنّ فاعليته لم تستمر لأنه لا يفسّر سوى القليل من الخواصّ البسيطة للذرّات. فلا يفسّر، على سبيل المثال، سبب ظهور ألوان مميزة عند تسخين الفلزات أو المركّبات على اللهب، ولا أنّ الخواص الكيميائية للذرّات والأيونات

والجزيئات ترتبط بترتيب الإلكترونات داخل كل منها، فكان من الضروري تطوير نماذج ذرّية أخرى.

1.1 نموذج دالتون Dalton's Model

وضع دالتون أول نظرية عن تركيب الذرّة بناء على الكثير من التجارب والأبحاث التي أجراها، وافترض ما يلي:

- يتألّف العنصر من جسيمات صغيرة جدًّا، لا تتجزّأ، تسمّى الذرّات (شكل 2).
- تتشابه ذرّات العنصر الواحد في الخواص وتتساوى في الكتلة.
- تختلف ذرّات العناصر المختلفة في الخواص والكتل.
- تتفاعل ذرّات العناصر مع بعضها بنسب ثابتة لتكوين المركّبات.



شكل(2)
نموذج دالتون

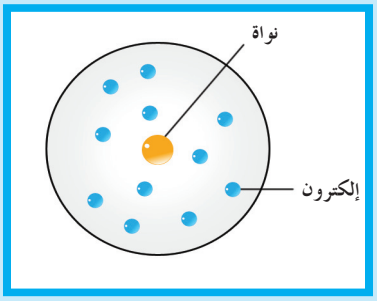
2.1 نموذج طومسون Thomson's Model

أجرى طومسون تجارب على التفريغ الكهربائي خلال الغازات داخل أنبوب زجاجي، وكان ما افترضه أنّ الذرّة عبارة عن كرة مصمتة تتوزّع على سطحها جسيمات سالبة الشحنة.

3.1 نموذج رذرفورد Rutherford's Model

قام جيجر ومارسيديان، تحت إشراف رذرفورد، بإرسال سيل من جسيمات ألفا الموجبة الشحنة على شريحة رقيقة من الذهب. وبعد أن شاهد رذرفورد التجربة، افترض ما يلي:

- تشبه الذرّة المجموعة الشمسية (تدور الإلكترونات سالبة الشحنة حول نواة مركزية).
- معظم الذرّة فراغ، وحجم النواة صغير جدًّا بالنسبة إلى حجم الذرّة.
- تتركّز كتلة الذرّة في النواة (لأنّ كتلة الإلكترونات صغيرة جدًّا مقارنة بكتلة مكوّنات النواة من البروتونات والنيوترونات).
- يوجد في الذرّة نوعان من الشحنات (شحنة موجبة في النواة تدعى بروتونات وشحنة سالبة حول النواة تدعى إلكترونات).
- الذرّة متعادلة كهربائيًّا لأنّ عدد الشحنات الموجبة يساوي عدد الشحنات السالبة.
- تدور الإلكترونات حول النواة في مدارات خاصة.
- حين يدور الإلكترون حول النواة، يخضع لقوتين الأولى قوة جذبها للإلكترونات والأخرى القوة المركزية الناشئة عن دوران الإلكترونات حول النواة (شكل 3).

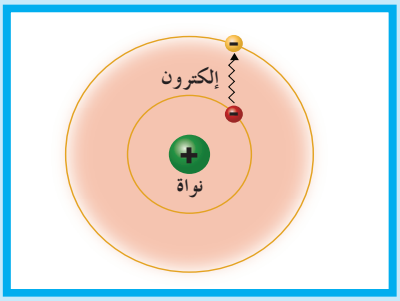


شكل (3)
نموذج رذرفورد

4.1 نموذج بور Bohr's Model

من خلال طيف الانبعاث الخطّي لذرّات الهيدروجين، تمكّن بور من وضع نموذجه الذرّي، وافترض ما يلي:

- يدور الإلكترون حول النواة في مدار ثابت.
- للذرّة عدد من المدارات، لكل منها نصف قطر ثابت وطاقة محدَّدة. ويمثّل كل مدار مستوى معيّنًا من الطاقة، يشار إليه بالحرف (n) الذي يتّخذ قيمًا عددية صحيحة بدءًا من n = 1، وهو الأقرب إلى النواة، وصولًا إلى n = ∞ الذي يكون فيه الإلكترون بعيدًا جدًّا عن النواة.
- لا يشعّ الإلكترون الطاقة ولا يمتصّها ما دام يدور في المسار نفسه حول النواة.
- يمكن للإلكترون أن ينتقل من مستوى طاقة إلى مستوى آخر، إذا غيّر طاقته بما يتناسب مع طاقة المستوى الجديد. فعند إثارة الذرّة، يمتصّ الإلكترون طاقة لينتقل إلى مستوى أعلى، في حين يشعّ طاقة إذا انتقل إلى مستوى طاقة أدنى، فيتكوّن عندئذ طيف الإشعاع الخطّي (شكل 4).



شكل (4)
نموذج بور

مماثلة: مستويات الطاقة

تشبه مستويات الطاقة المحدِّدة للإلكترون درجات السلّم، فأقل درجة في السلّم تقابل أقل مستوى للطاقة. ويستطيع الإنسان أن يصعد السلّم أو ينزله بالانتقال من درجة إلى أخرى. وهذا ما يحدث للإلكترون، فهو يستطيع أن ينتقل من مستوى طاقة إلى آخر. ولا يستطيع الإنسان أن يقف بين درجات السلّم، كما لا تستطيع الإلكترونات في الذرّة أن تتواجد بين مستويات الطاقة. ولكي يصعد الإنسان أو ينزل من درجة إلى أخرى في السلّم، يجب عليه أن يتحرّك مسافة محدَّدة للوصول إلى هذه الدرجة. ولكي ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى آخر يجب أن يكتسب أو يفقد كمّية طاقة محدَّدة. ولا تكون كمّية الطاقة المفقودة أو المكتسبة بواسطة الإلكترون دائمًا متماثلة، وكذلك، لا تكون مستويات الطاقة في كمّية الطاقة المفقودة أو المكتسبة بواسطة الإلكترون دائمًا متماثلة. فإنّ مستويات الطاقة في الذرّة تختلف عن مثال درجات السلّم السابق ذكره، إذ تقع هذه المستويات على أبعاد غير متساوية من النواة، وتقترب من بعضها أكثر كلّما ابتعدت عن النواة، في حين تقع درجات السلّم العادي على أبعاد متساوية.

2. النموذج الميكانيكي الموجي للذرّة Wave–Mechanical Atom Model

بعد النجاح الذي حقّقته نظرية بور في تفسير طيف ذرّة الهيدروجين، استخدم العالم النمساوي شرودنغر الرياضيات في دراسة ذرّة الهيدروجين، فاستنتج معادلة رياضية معقّدة توضّح مستويات الطاقة المختلفة التي يحتلّها الإلكترون في ذرّة الهيدروجين، وطبيعة حركة الإلكترون في كلّ منها حول النواة، معتمدًا على طبيعته الموجية.

وقد نتج عن حلّ معادلة شرودنغر وصف لوضع الإلكترون يتمثّل في ثلاثة أعداد عُرفت بأعداد الكم. تبيّن هذه الأعداد موضع الإلكترون في الذرّة وطاقته، وشكل حركته حول النواة في أبعادها الثلاثة، واتجاه محور حركته الدوراني حول النواة. وقد أضيف لها، في وقت لاحق، عدد كمّ رابع يصف اتجاه دوران الإلكترون المحوري حول نفسه.

ونظرًا لطبيعة الحركة الموجية للإلكترون حول النواة في أبعادها الثلاثة، يصعب تعيين موقعه بالنسبة إلى النواة في أية لحظة بأية وسيلة علمية ممكنة، بدون أن تؤثّر تلك الوسيلة على سرعة الإلكترون. وبالتالي يمكن أن نتحدّث عمّا يُعرف **بالسحابة الإلكترونية Electron Cloud** حول النواة، ومعدّل بُعد الإلكترون عن النواة في حركته ضمن أي مستوى طاقة يستقرّ فيه بحركة موجية مستمرة وقد أُطلق على **المنطقة الفراغية حول النواة التي يكون فيها أكبر احتمال لوجود الإلكترون اسم الفلك الذري Atomic Orbital.**

1.2 كمّ الطاقة Quantum of Energy

كمّ الطاقة هو كمّية الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من مستوى الطاقة الساكن فيه إلى مستوى الطاقة الأعلى التالي له. ويعني ذلك أنّ الإلكترون في الذرّة يمتلك كمّية محدّدة من الطاقة، وأنّه قد ينتقل من مدار إلى آخر أكبر أو أقل إذا اكتسب أو فقد كمية محددة من الطاقة.

2.2 أعداد الكمّ Quantum Numbers

تحدّد أعداد الكمّ مكان تواجد الإلكترون في الذرّة تمامًا مثلما تحدّد المدينة والحي والشارع والرقم موقع المنزل. وتحدّد هذه الأعداد أحجام الحيّز من الفراغ الذي يكون احتمال تواجد الإلكترونات فيه أكبر، كما تحدّد طاقة الأفلاك وأشكالها واتجاهاتها بالنسبة إلى محاور الذرّة في الفراغ. ويلزم لتحديد طاقة الإلكترون معرفة قيم أعداد الكمّ التي تصفه.

(أ) عدد الكمّ الرئيسي (n): Principal Quantum Number

يحدّد عدد الكمّ الرئيسي مستويات الطاقة Energy Levels في الذرّة.

حدّدت نظرية بور للذرّة مستويات الطاقة للإلكترونات بأعداد كمّ رئيسية (n). ويشير كل عدد كمّ رئيسي إلى مستوى الطاقة في الذرّة، ويأخذ أي قيمة عدد صحيح في المدى: $1 \leq n \leq \infty$.

وتأخذ مستويات الطاقة الرموز كما يلي: K، L، M، N، O، P، Q.

يزداد متوسّط المسافة التي يبعد بها الإلكترون عن النواة بزيادة قيم (n). فالإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الثالث تبعد عن النواة مسافة أكبر من تلك الموجودة في مستوى الطاقة الثاني.

يمكن معرفة العدد الأقصى من الإلكترونات (جدول 1) التي يمكن أن توجد في كل مستوى طاقة في الذرّة من العلاقة $(2n^2)$، حتى مستوى الطاقة الرئيسي الرابع فقط.

رقم مستوى الطاقة	الأول	الثاني	الثالث	الرابع
الرمز	K	L	M	N
عدد الكم الرئيسي	1	2	3	4
عدد الإلكترونات	2	8	18	32

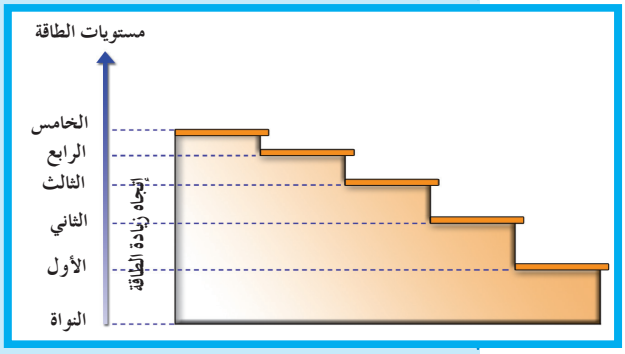
جدول (1)

رموز مستويات الطاقة وعدد الإلكترونات فيها

كيف تتغيّر طاقة المستويات في الذرّة بالابتعاد عن النواة؟ اعتمد على (الشكل 5 و 6) واستخلص قاعدة حول ترتيب المستويات بحسب الطاقة.

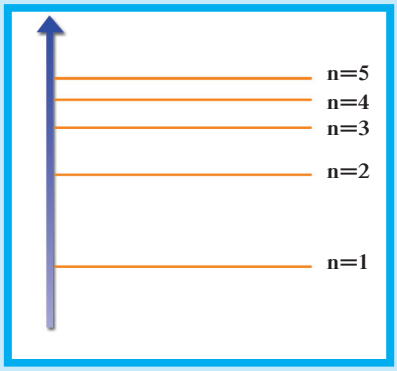
مماثلة (تابع)

ويمكنك فهم مستويات الطاقة في ضوء (الشكل 5) الذي يوضّح درجات سلّم تقع على أبعاد غير متساوية. تقترب الدرجات من بعضها كلّما صعدنا إلى أعلى، ما يسهّل الانتقال إلى أعلى درجة في السلّم. وذلك مشابه لما يحدث في الذرّة. إذ كلّما ارتفع مستوى الطاقة الذي يشغله الإلكترون، أصبح من الأسهل أن يهرب الإلكترون من الذرّة. لم تعتقد أنّ ذلك صحيح؟



شكل (5)

التشابه بين مستويات الطاقة والسلالم



شكل (6)

ترتيب المستويات بحسب الطاقة

(ب) عدد الكمّ الثانوي (ℓ): Secondary Quantum Number

يحدّد عدد الكمّ الثانوي عدد تحت مستويات الطاقة Sub–Energy Levels في كل مستوى طاقة، ويأخذ أي قيمة عدد صحيح في المدى $0 \leq \ell \leq n - 1$.
وتأخذ تحت مستويات الطاقة الرموز s، p، d، f.
يوجد داخل كل مستوى طاقة واحد أو أكثر من تحت مستويات الطاقة التي تشغلها الإلكترونات ويوضّح (الجدول 2) عدد تحت مستويات الطاقة التي توجد داخل كل مستوى طاقة. لاحظ أنّ عدد تحت مستويات الطاقة في مستوى طاقة ما يساوي قيمة عدد الكمّ الرئيسي (ينطبق ذلك حتى مستوى الطاقة الرئيسي الرابع فقط). كم عدد تحت مستويات الطاقة التي توجد في مستوى الطاقة الخامس (n = 5)؟

رمز المستوى الرئيسي	عدد الكمّ الرئيسي	عدد الكمّ الثانوي	تحت مستويات الطاقة
K	1	0	s
L	2	0، 1	s، p
M	3	0، 1، 2	s، p، d
N	4	0، 1، 2، 3	s، p، d، f

جدول (2)
رموز تحت مستويات الطاقة

(جـ) عدد الكمّ المغناطيسي (m_ℓ): Magnetic Quantum Number

يحدّد عدد الكمّ المغناطيسي عدد الأفلاك في تحت مستويات الطاقة واتجاهاتها في الفراغ، ويأخذ أي قيمة عدد صحيح في المدى $-\ell \leq m_\ell \leq +\ell$. ويوضّح (الجدول 3) عدد الأفلاك. تذكّر أنّ الفلك هو منطقة من الفراغ الثلاثي الأبعاد والمحيط بالنواة حيث يُحتمل وجود الإلكترون.

رمز المستوى	عدد الكمّ	عدد الكمّ الثانوي	رمز تحت مستويات الطاقة	عدد الكم المغناطيسي	عدد الأفلاك
K	1	(0) صفر	s	(0) صفر	1
L	2	0 1	s p	0 −1 ،0 ،+1	1 3
M	3	0 1 2	s p d	0 −1 ،0 ،+1 −2 ،−1 ،0 ،+1 ،+2	1 3 5
N	4	0 1 2 3	s p d f	0 −1 ،0 ،+1 −2 ،−1 ،0، +1، +2 −3 ،−2 ،−1، 0، +1 ، +2، +3	1 3 5 7

جدول (3)

عدد الأفلاك في تحت مستويات الطاقة

كيف تتغيّر طاقة تحت المستويات في الذرّة في مستوى الطاقة نفسه؟ اعتمد على (الشكل 7) واستخلص قاعدة حول ترتيب تحت المستويات بحسب الطاقة.

علام تدلّ الرموز s، p، d، f؟

لعلّك تتذكّر النموذج الميكانيكي للكمّ الذي يحدّد وصف وضع الإلكترون في منطقة داخل السحابة الاحتمالية للإلكترون، وبهذا النموذج فإنّ الحيّز الذي يمكن إيجاد الإلكترون فيه حول النواة يختلف عن فكرة المسارات الدائرية التي تصوّرها بور. لذلك، ووفقًا لبور، لا يمكن تسمية المناطق المحتمل وجود الإلكترون فيها بالمدارات.

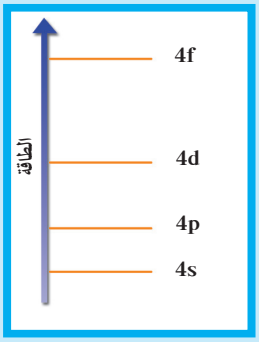
لكن تبعًا للنموذج الميكانيكي للكمّ، أُطلق على هذه المناطق اسم الأفلاك الذرّية، وهناك حروف خاصّة تعرّف بها هذه الأفلاك الذرّية.

- **الفلك s** **s Orbital**

له شكل كروي واتجاه محتمل واحد (شكل 8). ويكون احتمال وجود الإلكترون في أي اتجاه من النواة متساويًا.

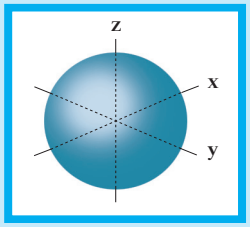
مماثلة: تحت مستويات الطاقة

يشبه ذلك جلوس المتفرّجين في دور السينما أو المسرح، فهم يجلسون في صفوف من الكراسي تقع في داخل أقسام رئيسية.



شكل (7)

ترتيب تحت المستويات بحسب الطاقة في مستوى الطاقة نفسه



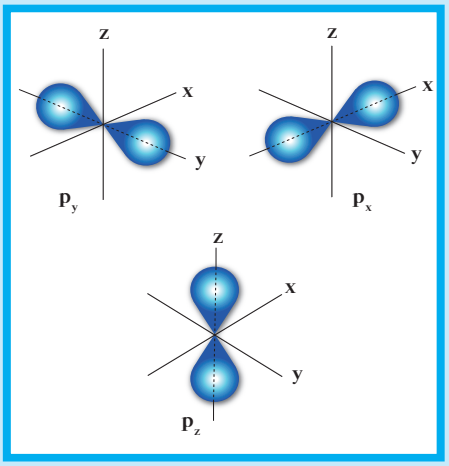
شكل (8)

شكل الفلك s

♦ الأفلاك p p Orbitals

الكثافة الإلكترونية حول كل فلك منها تأخذ شكل فصين متقابلين عند الرأس حيث تنعدم الكثافة الإلكترونية. ويتكوّن تحت مستوى الطاقة p من ثلاثة أفلاك متساوية الطاقة تختلف عن بعضها بالاتجاهات التي تتركّز فيها السحابة الإلكترونية فقط. وتقع هذه الاتجاهات على زاوية قائمة من بعضها بعضًا. بما أنّ أفلاك p يمكن رسمها على مجموعة محاور (x، y، z)، تُعرف الأفلاك بالرموز (p_x) (p_z) (p_y) (شكل 9).

ابحث عن أشكال أفلاك d و f وذلك على المواقع الإلكترونية المناسبة من خلال الاستعانة بالكلمة المفتاح التالية: Orbitals.



شكل (9)
أشكال الأفلاك p واتجاهاتها الفراغية

(د) عدد الكمّ المغزلي (m_s) Spin Quantum Number

يحدّد عدد الكمّ المغزلي نوع حركة الإلكترون المغزلية حول محوره ويأخذ القيم $-\frac{1}{2}$ أو $+\frac{1}{2}$. وفي حال وجود إلكترونين في الفلك نفسه سوف يغزل كل منهما حول نفسه باتجاه معاكس لغزل الإلكترون الآخر. ونتيجة لدوران الإلكترونين حول محوريهما في الفلك نفسه باتجاهين متعاكسين، ينشأ مجالان مغناطيسيان متعاكسان في الاتجاه فيتجاذبان مغناطيسيًّا. يقلّل هذا من التنافر بينهما ما يساعد على وجود إلكترونين في الفلك نفسه.

مراجعة الدرس 1-1

1. اذكر بالترتيب الزمني إسهامات كل من العلماء دالتون وطومسون وبور ورذرفورد لفهم الذرّة.
2. اشرح بصفة عامة النموذج الميكانيكي الموجي للذرّة.
3. إذا كان عدد الكمّ الرئيسي يساوي 4:
   (أ) ما عدد تحت مستويات الطاقة في المستوى الرئيسي الرابع؟
   (ب) ما عدد أفلاك المستوى الرئيسي الرابع؟
   (جـ) ما هو أكبر عدد من الإلكترونات الذي يمكن أن يستوعبه هذا المستوى؟
   (د) ما قيم أعداد الكمّ الثانوية في هذا المستوى؟
4. حدِّد عدد الأفلاك في تحت مستويات الطاقة التالية:
   (أ) تحت مستوى الطاقة 3p
   (ب) تحت مستوى الطاقة 2s
   (جـ) تحت مستوى الطاقة 4f
   (د) تحت مستوى الطاقة 4p
   (هـ) تحت مستوى الطاقة 3d

الدرس 1-2

ترتيب الإلكترونات في الذرّات
Electrons Configuration in Atoms

الأهداف العامة

- يطبّق مبدأ أوفباو ومبدأ باولي للإستبعاد وقاعدة هوند في كتابة الترتيبات الإلكترونية للعناصر.
- يفسّر سبب إختلاف الترتيبات الإلكترونية لبعض العناصر كما هو متبع بإستخدام مبدأ أوفباو.

هل المنظر الموضّح في (الشكل 10) يبدو طبيعيًّا أم مألوفًا لك؟ إن الصخور المبيّنة في الصورة هي أقل ثباتًا من الصخور التي تكون في المستوى الأرضي، وذلك بسبب الجاذبية الأرضية، وأنّ الإلكترونات لها أيضًا مستوى أرضي مماثل (المستوى المستقر أو غير المثار) وهو الموقع القريب من النواة. ما الدور الذي يقوم به كلّ من الطاقة والاستقرار في الطريقة التي تترتّب بها الإلكترونات في الذرّة؟

شكل (10)
تكوين صخري

1. الترتيب الإلكتروني Electron Configuration

يتّجه التغيّر في معظم الظواهر الطبيعية نحو أقلّ طاقة ممكنة، فالأنظمة ذات الطاقة المرتفعة غير مستقرّة، ولذلك فهي تفقد طاقة لتصبح أكثر استقرارًا. وفي الذرّة تتفاعل الإلكترونات والنواة يؤثّر كلّ منهما على الآخر للوصول إلى أقصى ترتيب مستقرّ. تسمّى الطرق التي تترتّب بها الإلكترونات حول أنوية الذرّات **بالترتيبات الإلكترونية Electron Configurations.**

لإيجاد الترتيبات الإلكترونية للذرّات، هناك ثلاث قواعد يجب اتّباعها وهي مبدأ أوفباو، ومبدأ باولي للاستبعاد، وقاعدة هوند. وتنصّ كلّ قاعدة منها على ما يلي:

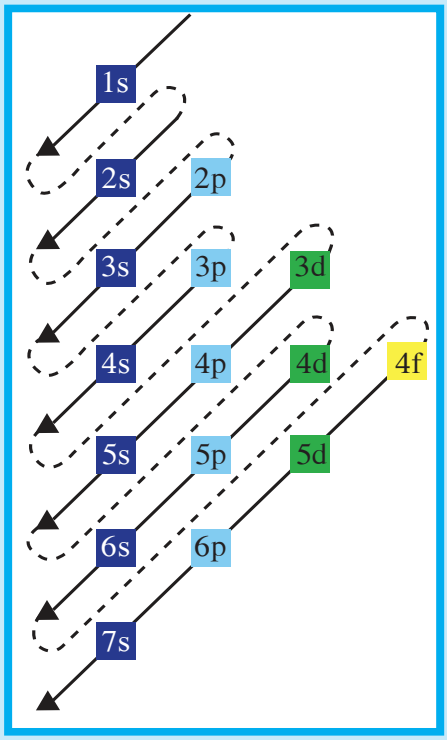
1.1 مبدأ أوفباو (مبدأ البناء التصاعدي)

Aufbau's Principle

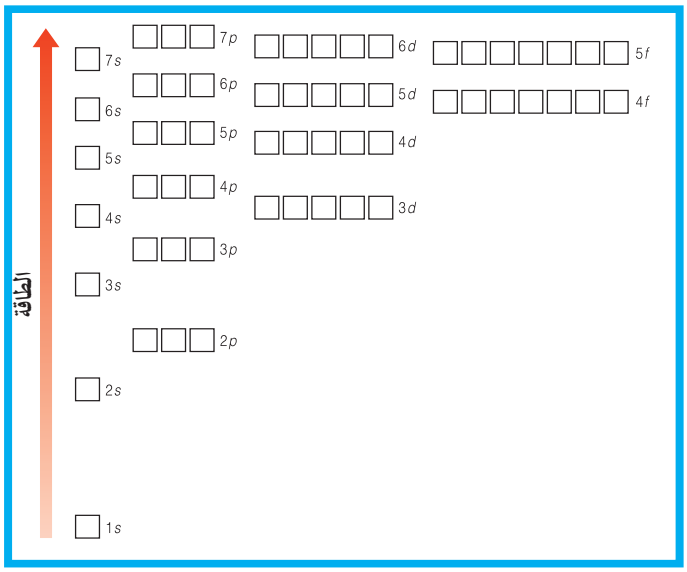
يتّبع الترتيب الإلكتروني مبدأ أوفباو. وطبقًا لهذه القاعدة، تدخل الإلكترونات في تحت مستويات الطاقة ذات الطاقة المنخفضة أوّلًا، ثم تملأ الأعلى منها بعد ذلك. ينصّ هذا المبدأ على أنّه:

«**لا بدّ للإلكترونات أن تملأ تحت مستويات الطاقة ذات الطاقة المنخفضة أوّلًا، ثم تحت مستويات الطاقة ذات الطاقة الأعلى**». ويوضّح (الشكل 11) طريقة ملء تحت مستويات الطاقة.

يسكن الإلكترون الأفلاك الأقل طاقة أوّلًا مع الأخذ في الاعتبار أنّ الأفلاك المتعدِّدة ($2p_x$ ، $2p_y$ ، $2p_z$) لتحت مستوى الطاقة (2p) لمستوى الطاقة الرئيسي (n = 2) متساوية دائمًا في الطاقة [تمّ ذكر أفلاك تحت المستوى (2p)، على سبيل المثال. وتنطبق القاعدة على جميع الأفلاك المختلفة لتحت مستويات الطاقة التابعة لمستوى طاقة رئيسي معيّن ما عدا أفلاك تحت مستويات الطاقة f و d]. فضلًا عن ذلك، فإنّ تحت مستوى الطاقة s هو دائمًا الأقل طاقة بين تحت مستويات الطاقة داخل مستوى الطاقة الرئيسي. ويلاحَظ أيضًا أنّ سلسلة من تحت مستويات طاقة داخل مستوى طاقة رئيسي يمكن أن تتخطّى تحت مستويات طاقة لمستوى رئيسي مجاور. لاحظ أنّ ملء الأفلاك الذرّية لا يسلك نموذجًا بسيطًا بعد مستوى الطاقة الثاني. على سبيل المثال، إنّ فلك 4s أقل طاقة من أفلاك تحت المستوى 3d، وهذا موضّح من خلال مخطّط أوفباو أدناه (شكل 12) حيث يمثّل كلّ مربع (□) فلكًا ذرّيًا. هل أفلاك 4f أعلى أم أقل في الطاقة عن أفلاك 5d؟



شكل (11)
ملء تحت مستويات الطاقة بالإلكترونات



شكل (12)
مخطّط أوفباو

2.1 مبدأ باولي للاستبعاد Pauli's Exclusion Principle

وضع باولي عام 1925 مبدأً مهمًّا يحكم ترتيب الإلكترونات حول أنوية الذرّة، وينصّ على أنّه:

«**في ذرّة ما، لا يوجد إلكترونان لهما أعداد الكمّ الأربعة نفسها**» إذ لا بدّ أن يختلفا في عدد كمّ واحد على الأقلّ. فإلكترونا الفلك 2s مثلًا، لهما قيم n، m_ℓ، ℓ نفسها، ولكنّهما يختلفان في عدد الكمّ m_s حيث يغزل أحدهما بعكس اتجاه الآخر (جدول 4).

يتسع كلّ فلك لإلكترونين، ويجب أن يكون دورانهما المغزلي في اتّجاهين متضادّين. لذا فإنّ كلّ إلكترونين موجودين في فلك واحد يكونان مختلفين في لفّهما المغزلي ويكونان متزاوجين. يمثّل اللفّ المغزلي للإلكترون في أحد الاتجاهين بسهم رأسي متّجه لأعلى ↑، والإلكترون ذو الدوران المغزلي بالاتجاه المعاكس بسهم متّجه لأسفل ↓ (↑ أو ↓) ويُكتب الفلك الذي يحتوي على إلكترونات متزاوجة كالتالي ⇅.

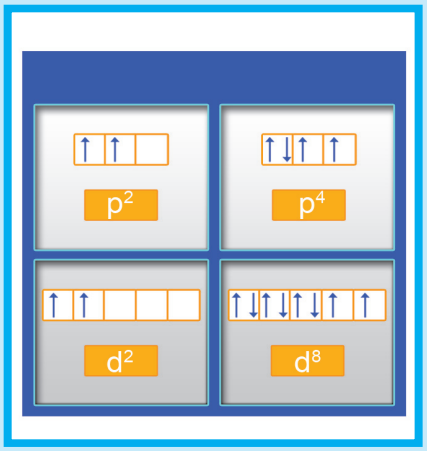
	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول	2	0	0	$+\frac{1}{2}$
الإلكترون الثاني	2	0	0	$-\frac{1}{2}$

جدول (4)
أعداد الكمّ الإلكتروني للفلك 2s

3.1 قاعدة هوند Hund's Rule

اقترح العالم هوند عام 1927، في ضوء نتائج تجريبية توصّل إليها، «**أنّ الإلكترونات تملأ أفلاك تحت مستوى الطاقة الواحد، كلّ إلكترون بمفرده باتجاه الغزل نفسه، ثم تبدأ بالازدواج في الأفلاك تباعًا باتجاه غزل معاكس**» (شكل 13).

عندما تشغل الإلكترونات أفلاكًا متساوية في الطاقة ($2p_x$، $2p_y$، $2p_z$)، تتوزّع أوّلًا بحيث يدخل إلكترون واحد في كلّ فلك إلى أن تمتلئ جميع الأفلاك بإلكترون واحد. ويكون الدوران المغزلي لهذه الإلكترونات في الاتجاه نفسه. على سبيل المثال، إذا وجدت ثلاثة إلكترونات تشغل أفلاكًا متساوية الطاقة، يكون ترتيبها كالتالي ↑ ↑ ↑ ولا يكون ⇅ ↑ □. تضاف الإلكترونات التالية بعد ذلك لكلّ فلك بحيث يزدوج دورانها المغزلي مع الإلكترونات الأولى. وبالتالي، يستطيع كلّ فلك أن يحتوي على إلكترونين مزدوجي الغزل. نظرًا إلى الترتيبات الإلكترونية لذرّات 9 عناصر في (جدول 5)، تجد أنّ ذرّة الأكسجين تحتوي على 8 إلكترونات حيث يأخذ الفلك الأقل طاقة 1s إلكترونين دورانهما المغزلي باتجاهين متضادّين (مزدوجين). الفلك التالي (الأدنى طاقة) الذي يجب ملؤه هو 2s، ويأخذ أيضًا إلكترونين متضادّي الغزل. ثمّ يدخل كلّ من الإلكترون الخامس والسادس والسابع الأفلاك الثلاثة المتساوية الطاقة لتحت مستوى الطاقة 2p، بحيث يحتوي كلّ فلك على إلكترون واحد ويكون الدوران المغزلي لهذه الإلكترونات في الاتجاه نفسه.



شكل (13)
أمثلة على تطبيق قاعدة هوند

يدخل الإلكترون الثامن في أحد الأفلاك الثلاثة لتحت مستوى الطاقة 2p حيث يزدوج مع الإلكترون الموجود فيه، ويبقى الفلكان الآخران لتحت مستوى الطاقة 2p نصف ممتلئين بإلكترون واحد في كلّ منهما.
لذلك لا يمكن للفلك الواحد أن يستوعب أكثر من إلكترونين (جدول 6)، فمثلًا:

- يحتوي تحت مستوى الطاقة s على فلك واحد، فتكون سعته القصوى إلكترونين.
- يحتوي تحت مستوى الطاقة p على ثلاثة أفلاك، فتكون سعته القصوى 6 إلكترونات.
- يحتوي تحت مستوى الطاقة d على خمسة أفلاك، فتكون سعته القصوى 10 إلكترونات.
- يحتوي تحت مستوى الطاقة f على سبعة أفلاك، فتكون سعته القصوى 14 إلكترونًا.

العنصر	العدد الذرّي	الترتيب الإلكتروني	ترتيب الإلكترونات في الأفلاك
هيدروجين	1	$1s^1$	$\frac{\uparrow}{1s}$
هيليوم	2	$1s^2$	$\frac{\uparrow\downarrow}{1s}$
ليثيوم	3	$1s^2\ 2s^1$	$\frac{\uparrow\downarrow}{1s}\ \frac{\uparrow}{2s}$
كربون	6	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	$\frac{\uparrow\downarrow}{1s}\ \frac{\uparrow\downarrow}{2s}\ \frac{\uparrow}{2p_x}\ \frac{\uparrow}{2p_y}\ \frac{}{2p_z}$
نيتروجين	7	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	$\frac{\uparrow\downarrow}{1s}\ \frac{\uparrow\downarrow}{2s}\ \frac{\uparrow}{2p_x}\ \frac{\uparrow}{2p_y}\ \frac{\uparrow}{2p_z}$
أكسجين	8	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	$\frac{\uparrow\downarrow}{1s}\ \frac{\uparrow\downarrow}{2s}\ \frac{\uparrow\downarrow}{2p_x}\ \frac{\uparrow}{2p_y}\ \frac{\uparrow}{2p_z}$
فلور	9	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	$\frac{\uparrow\downarrow}{1s}\ \frac{\uparrow\downarrow}{2s}\ \frac{\uparrow\downarrow}{2p_x}\ \frac{}{2p_y}\ \frac{\uparrow}{2p_z}$
نيون	10	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	$\frac{\uparrow\downarrow}{1s}\ \frac{\uparrow\downarrow}{2s}\ \frac{\uparrow\downarrow}{2p_x}\ \frac{\uparrow\downarrow}{2p_y}\ \frac{\uparrow\downarrow}{2p_z}$
صوديوم	11	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	$\frac{\uparrow\downarrow}{1s}\ \frac{\uparrow\downarrow}{2s}\ \frac{\uparrow\downarrow}{2p_x}\ \frac{\uparrow\downarrow}{2p_y}\ \frac{\uparrow\downarrow}{2p_z}\ \frac{\uparrow}{3s}$

جدول (5)
الترتيبات الإلكترونية لبعض العناصر

هناك طريقة مختصرة ملائمة لتوضيح الترتيب الإلكتروني للذرّة. وتتضمّن هذه الطريقة كتابة رقم مستوى الطاقة ورمز كلّ تحت مستوى الطاقة التي يشغلها إلكترون ما. ثمّ يُكتب عدد الإلكترونات أعلى يمين رمز تحت مستوى الطاقة. فيمكن كتابة الترتيب الإلكتروني لذرّة الهيدروجين التي تحتوي على إلكترون واحد في فلك 1s كالتالي: $1s^1$، وللهيليوم الذي يحتوي على إلكترونين في الفلك 1s على النحو التالي: $1s^2$. كما يمكن كتابة الترتيب الإلكتروني لذرّة الأكسجين التي تحتوي على إلكترونين في فلك 1s، وإلكترونين في فلك 2s، وأربعة إلكترونات في أفلاك 2p كالتالي: $1s^2 2s^2 2p^4$. لاحظ أنّ مجموع الأعداد العلوية يساوي عدد الإلكترونات في الذرّة.

تحت مستوى الطاقة	عدد الأفلاك	سعة تحت مستوى الطاقة القصوى من الإلكترونات
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

جدول (6)
العلاقة بين عدد أفلاك تحت مستوى الطاقة وسعته القصوى من الإلكترونات

مثال (1)

استعن بالجدول (5) لكتابة الترتيب الإلكتروني للذرّات: (أ) الفوسفور (ب) النيكل.

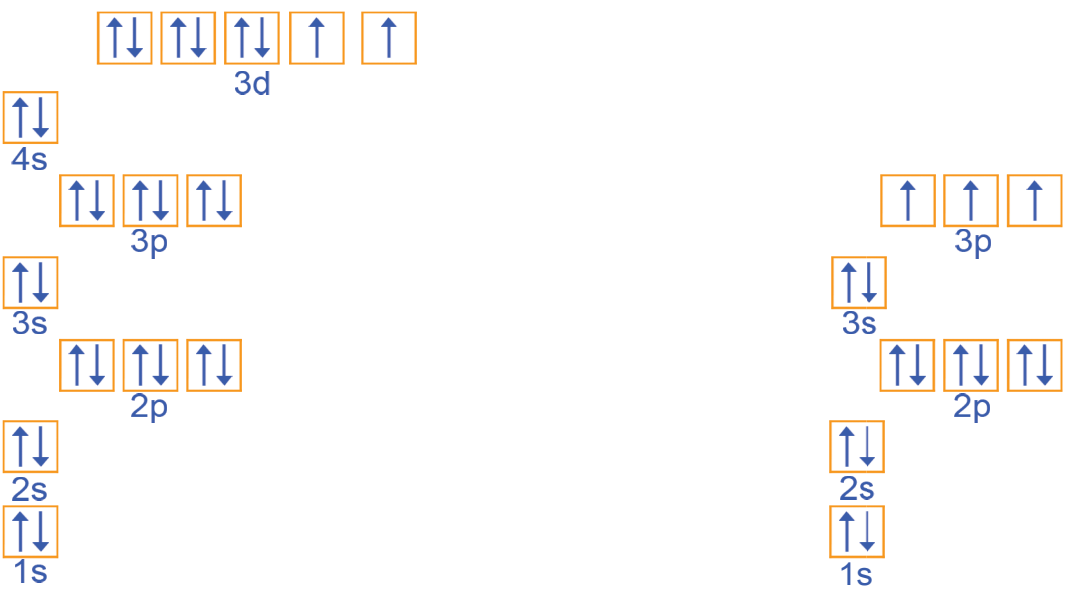
طريقة التفكير في الحلّ

1. **حلّل: صمّم خطّة استراتيجية لحلّ السؤال.**

يحتوي الفوسفور على 15 إلكترونًا ويحتوي النيكل على 28 إلكترونًا. باستخدام (شكل 12)، ابدأ بملء الإلكترونات في الأفلاك ذات الطاقة الأقل (1s). تذكّر أنّ كلّ فلك يوضع فيه إلكترونان فقط كحدّ أقصى ولا تزدوج الإلكترونات داخل أفلاك تحت مستوى الطاقة المتساوية في الطاقة، حيث يتمّ ملء إلكترون واحد في كلّ فلك أوّلًا.

2. **حلّ: طبّق الخطّة الاستراتيجية لحلّ السؤال.**

(أ) الفوسفور



$_{15}P: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

$[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^3$

(ب) النيكل

$_{28}Ni: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$

$[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^8$

تابع مثال (1)

3. قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟

يعطي مجموع الأرقام العلوية عدد الإلكترونات لكلّ ذرّة. عند كتابة الترتيبات الإلكترونية، تكتب جميع تحت مستويات الطاقة التابعة لمستوى طاقة رئيسي معًا، وهو لا يتبع دائمًا الترتيب المتّبع في مخطّط أوفباو، أو لمستويات طاقة الأفلاك كما في المثال السابق. يكتب تحت مستوى الطاقة 3d قبل تحت مستوى الطاقة 4s الأقل طاقة.

أسئلة تطبيقية وحلّها

4. اكتب الترتيب الإلكتروني الكامل لكلّ من الذرّات التالية:

(أ) الكربون ($_6C$) **الحلّ:** $1s^2 2s^2 2p^2$

(ب) الأرجون ($_{18}Ar$) **الحلّ:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

5. اكتب الترتيب الإلكتروني لكلّ من الذرّات التالية: كم عدد الإلكترونات غير المزدوجة في كلّ ذرّة؟

(أ) البورون ($_5B$)

الحلّ: إلكترون واحد غير مزدوج: $1s^2 2s^2 2p^1$

(ب) السيليكون ($_{14}Si$)

الحلّ: إلكترونان غير مزدوجين: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

2. استثناءات في الترتيب الإلكتروني Exceptional Electron Configuration

يمكن الحصول على الترتيبات الإلكترونية الصحيحة للعناصر وصولًا إلى عنصر الفاناديوم (العدد الذرّي = 23) وذلك باستخدام مخطّط أوفباو لملء الأفلاك، إلّا أنّه عند الوصول إلى عنصري الكروم والنحاس، وإذا اتّبعنا الطريقة نفسها لكتابة الترتيبات الإلكترونية لهما، نحصل على الترتيبات الإلكترونية غير الصحيحة التالية:

$_{24}Cr$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ ، $_{29}Cu$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

أمّا الترتيب الفعلي لهما فهو:

$_{24}Cr$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ ، $_{29}Cu$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

نستنتج من هذه الترتيبات أنّ تحت مستوى الطاقة d يكون نصف ممتلئ في عنصر الكروم، ويكون ممتلئًا كليًّا في عنصر النحاس. تكون تحت مستويات الطاقة الممتلئة كليًّا أو النصف الممتلئة أكثر ثباتًا من تحت مستويات الطاقة الممتلئة جزئيًّا.

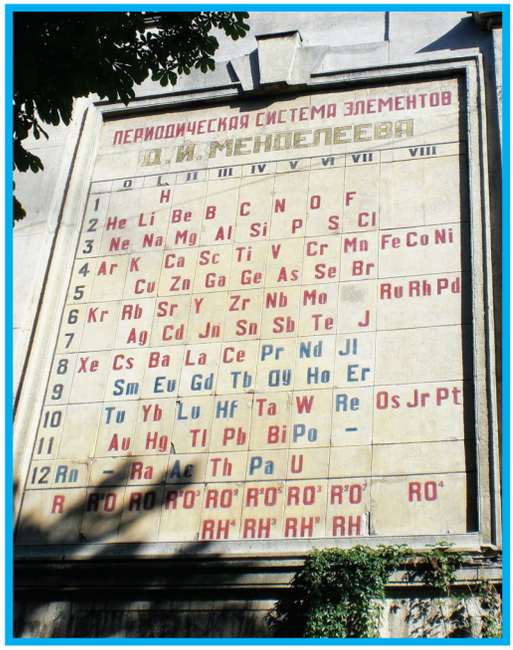
الفصل الثاني

الدورية الكيميائية
Chemical Periodicity

عندما اكتشف الكيميائيون عناصر جديدة، اكتشفوا أيضًا تشابه بعض العناصر في سلوكها. ومع بداية منتصف القرن التاسع عشر، اقترح كيميائيون عديدون طرقًا لتنظيم العناصر المعروفة في جداول وذلك لتجميع العناصر التي تتشابه في خواصّها معًا. وكان على رأس هؤلاء الباحثين الروسي ديمتري مندليف. وجد الكيميائيون أنّ العناصر التي تتشابه في خواصّها تظهر بانتظام عندما تُرتَّب بحسب الزيادة في كتلها الذرّية. في ما بعد، وجد الكيميائيون أنّ الجدول الدوري يكون أكثر دقّة عند ترتيب العناصر تبعًا لترتيبها الإلكتروني وليس تبعًا لكتلها الذرّية.

أصبح الجدول الدوري في عصرنا هذا معتمدًا في جميع المناحي الأكاديمية الكيميائية، موفّرًا إطارًا مفيدًا جدًّا لتصنيف جميع الأشكال المختلفة للخواص الكيميائية وتنظيمها ومقارنتها. وللجدول الدوري تطبيقات متعدّدة وواسعة في الكيمياء والفيزياء وعلم الأحياء والهندسة، وخاصّة في الهندسة الكيميائية.

كيف تمّ تصنيف العناصر الكيميائية في الجدول الدوري؟



دروس الفصل

الدرس الأول
- تطوّر الجدول الدوري

الدرس الثاني
- تقسيم العناصر

الدرس الثالث
- الميول الدورية (التدرّج في الخواصّ)

الدرس 2-1

تطوّر الجدول الدوري
Development of the Periodic Table

الأهداف العامة

- يصف منشأ الجدول الدوري .
- يحدد مواقع المجموعات والدورات والعناصر الانتقالية في الجدول الدوري .

شكل (15)
تترتّب المنتجات بحسب خواصها المتشابهة .

كيف تعرف أماكن المنتجات المختلفة المطلوب شراؤها في السوبرماركت؟ من المحتمل بخبرتك أن تعرف الأنواع المختلفة من المنتجات ، إذ إنّها تترتب تبعًا للخواص المتشابهة في ممرّات أو أجزاء من ممرّات ، ومثّل هذا الترتيب الهيكلي يجعل من السهولة أن نجد المنتجات ونقارن بينها . (الشكل 15)

هل هناك طريقة لترتيب الـ 118 عنصرًا المعروفة؟

1. تطوّر الجدول الدوري
Development of the Periodic Table

جرت محاولات عدّة لترتيب العناصر الكيميائية وفق صفات مشتركة بينها ، وكان من أبرز هذه المحاولات ما قام به كلّ من العالم الألماني دوبراينر (Döbereiner) والعالم الإنجليزي نيولاندز (Newlands) ، ثم العالم الألماني ماير (Meyer) .

نشاط: ابحث عن إسهامات كلّ من العلماء دوبراينر ونيولاندز وماير في بناء الجدول الدوري ، وذلك على المواقع الإلكترونية المناسبة .

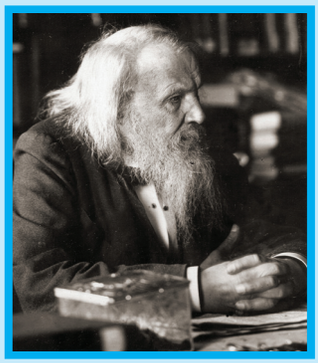
1.1 جدول مندليف Mendeleev's Table

تمّ اكتشاف حوالى 70 عنصرًا حتّى منتصف عام 1800، ولكن لم يستطع أحد أن يربط العناصر مع بعضها بطريقة مصنّفة ومنطقية إلى أن حاول العالم الروسي ديمتري مندليف تصنيفها. فقد **رتّب مندليف العناصر في أعمدة بحسب تزايد الكتل الذرّية** (الأعداد الذرّية لم تكن معروفة بعد)، **ثمّ رتّب الأعمدة في صفوف ووضّحها على أساس أنّ تلك العناصر التي لها خواصّ متشابهة موضوعة جنبًا إلى جنب في صفوف أفقية.**

وهكذا نظّم مندليف أول **جدول دوري Periodic Table** وهو ترتيب العناصر تبعًا للتشابه في خواصّها.

استطاع مندليف (شكل 16) وعلماء آخرون توقّع الخواصّ الفيزيائية والكيميائية للعناصر المفقودة. وقد تبيّن في ما بعد مدى التقارب بين الصفات التي تمّ توقّعها وتلك التي وجدت لهذه العناصر.

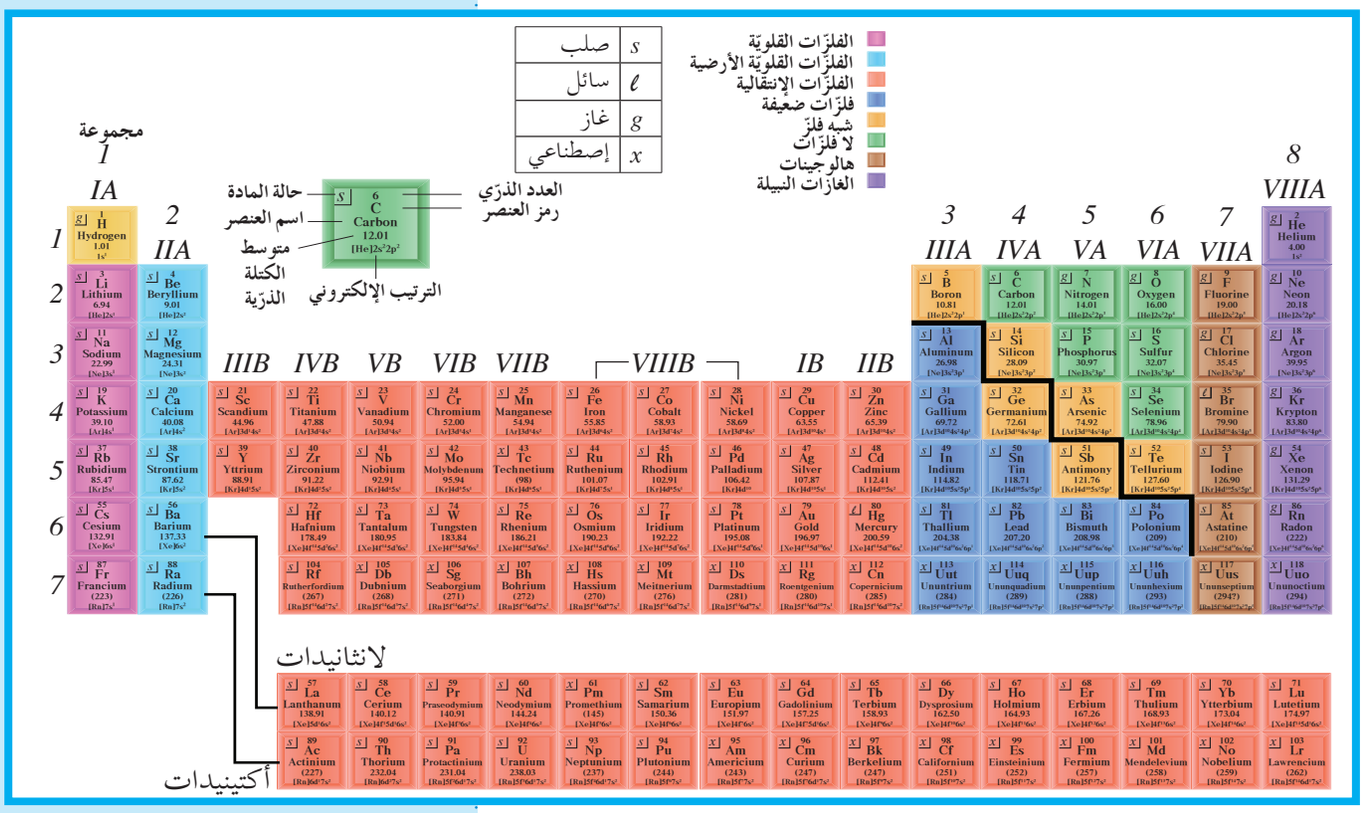
وفي عام 1913، تمكّن الفيزيائي البريطاني هنري موزلي (1887 – 1915) من تعيين العدد الذرّي لذرّات العناصر، فرتّب موزلي العناصر في جدول بحسب الزيادة في الأعداد الذرّية بدلًا من الكتل الذرّية، وهي الطريقة التي يترتّب بها الجدول الدوري في الوقت الحاضر.



شكل (16)
ديمتري مندليف (1834 – 1907)

2.1 الجدول الدوري الحديث The Modern Periodic Table

هو الجدول الأكثر استخدامًا حاليًّا، كما هو موضّح في الشكل (17). ويُميّز كل عنصر بالرمز الخاص به، ويوضع في مربّع، ويُكتب العدد الذرّي له أعلى الرمز، في حين يكتب كل من الكتلة الذرّية واسم العنصر أسفل الرمز. لاحظ أنّ **العناصر قد رُتِّبت بحسب الزيادة في العدد الذرّي من اليسار إلى اليمين، ومن أعلى إلى أسفل**، وقد وُضع الهيدروجين (H)، وهو أخفّ العناصر، في الركن الشمالي العلوي، والهيليوم (He)، وعدده الذرّي 2، في الركن اليمين العلوي، والليثيوم (Li)، وعدده الذرّي 3، في الطرف الشمالي للصفّ الثاني.



شكل (17)

تترتّب العناصر في الجدول الدوري الحديث بحسب الزيادة في العدد الذرّي .

3.1 المجموعات والدورات Groups and Periods

تُسمّى الصفوف الأفقية في الجدول الدوري الدورات Periods وتوجد سبع دورات . ويتراوح عدد العناصر لكلّ دورة ما بين 2 (الهيدروجين والهيليوم) في الدورة الأولى و32 في الدورة السادسة . تتغيّر خواصّ العناصر داخل الدورة كلّما انتقلنا عبر الدورة من عنصر إلى آخر . يتكرّر نمط الخواصّ داخل المجموعة كلّما انتقلنا من دورة إلى الدورة التي تليها ، ويقودنا هذا إلى **القانون الدوري Periodic Law . عند ترتيب العناصر بحسب ازدياد العدد الذرّي ، يحدث تكرار دوري للصفات الفيزيائية والكيميائية .**

أمّا ترتيب العناصر في دورات فله نتيجة مهمّة ، إذ إنّ العناصر التي لها خواصّ فيزيائية وكيميائية متشابهة تتجمّع في النهاية في العمود نفسه في الجدول الدوري .

يُسمّى كلّ عمود رأسي من العناصر في الجدول الدوري **المجموعة أو العائلة Group** . والعناصر ، في أيّ مجموعة في الجدول الدوري ، لها خواصّ كيميائية وفيزيائية متشابهة . تتميّز كلّ مجموعة برقم روماني وحرف (إمّا A أو B) .

هل تعلم؟

يوجد في الجدول الدوري 18 مجموعة .

المجموعات: 8 مجموعات رئيسية A و10 مجموعات رئيسية B:

7 دورات رئيسية ودورتان فرعيتان أو دورتان داخليتان (اللانثانيدات/الدورة السادسة والأكتينيدات/الدورة السابعة)

4.1 العناصر المثالية Representative Elements

انظر إلى العمود الأول من اليسار في الجدول الدوري تجد أنّه يشمل العناصر:

H ، Li ، Na ، K ، Rb ، Cs ، Fr ويُسمّى هذا العمود **المجموعة 1A**.

باستثناء الهيدروجين (شكل 18)، تتفاعل جميع عناصر المجموعة 1A بشدّة مع الماء فتصدر فقّاعات. ويُسمّى العمود التالي إلى اليمين **المجموعة 2A** التي تبدأ بعنصر Be. ويشار إلى كافّة المجموعات من 1A إلى 7A، والمجموعة 8A (تقع على أقصى يمين الجدول الدوري) **بالعناصر المثالية Representative Elements** لأنّها تظهر مدًى واسعًا لكلّ من الخواصّ الفيزيائية والكيميائية. ويمكن تقسيم العناصر المثالية إلى ثلاثة أقسام كبيرة:

(أ) الفلزّات Metals

باستثناء الهيدروجين، إنّ العناصر المثالية الواقعة إلى اليسار في الجدول الدوري هي فلزّات. تتميّز **الفلزّات Metals** (شكل 19) بالتوصيل الكهربائي العالي، واللمعان، قابلية السحب لتكوين أسلاك، وقابلية الطرق (قابلية التطريق لتكوين صفائح رقيقة). **تُسمّى عناصر المجموعة 1A «الفلزّات القلويّة» Alkali Metals، وتُسمّى عناصر المجموعة 2A «الفلزّات القلويّة الأرضية» Alkaline Earth Metals**. وتشمل الفلزّات أيضا **العناصر الانتقالية Transition Metals، والعناصر الانتقالية الداخلية Inner Transition Metals**. تكوّن هذه العناصر معًا عناصر المجموعة B. يُعتبر النحاس والفضّة والذهب والحديد من العناصر الانتقالية الشائعة.

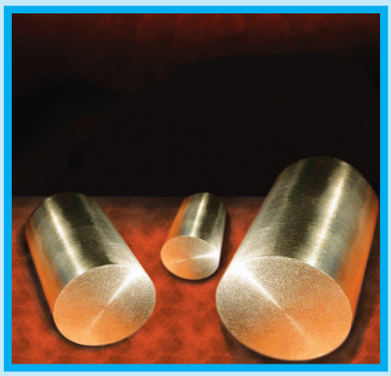
ويُطلق أيضًا على العناصر الانتقالية الداخلية، والتي تقع تحت الجزء الرئيسيي من الجدول الدوري، اسم **العناصر الأرضية النادرة Rare Earth Elements**.

80% تقريبًا من كلّ العناصر فلزّات صلبة (باستثناء عنصر واحد) في درجة حرارة الغرفة، ويوضّح الشكل (20) الاستثناء الوحيد لهذه القاعدة. ما الاسم والرمز والحالة الطبيعية (الفيزيائية) لهذا العنصر؟

- **نبذة عن الفلزّات الضعيفة**

الفلزات الضعيفة (أو بعد العناصر الإنتقالية) هي فلزات تحت المستوى p، وتقع بين أشباه الفلزات والفلزات الإنتقالية. لها سالبية كهربائية أكبر من الفلزات الإنتقالية الأولى، وأكبر من الفلزات القلويّة والفلزات القلويّة الأرضية. درجات الإنصهار والغليان بصفة عامة أقل من الفلزات الإنتقالية. الفلزات الضعيفة أقل صلابة أيضاً. الفلزات الضعيفة هي: Al, Ga, Sn, In, Bi, Pb, Tl

شكل (18)
تحفظ فلزات الليثيوم ،الصوديوم والبوتاسيوم تحت أسطح السوائل (زيت) لمنع تفاعلها مع الهواء



شكل (19)
المغنيسيوم عنصر فلزّي

شكل (20)
الزئبق فلزّ انتقالي، وهو العنصر الفلزّي الوحيد الذي يوجد على هيئة سائل في درجة حرارة الغرفة، وهو يُستخدم في الترمومترات والبارومترات وكموصل كهربائي (وسيلة اتصال) في الترموستات (مثبّت أتوماتيكي لدرجة الحرارة).

(ب) اللافلزّات Non Metals

تشغل **اللافلزّات Non Metals** الجزء الأيمن العلوي من الجدول الدوري. بصفة عامّة، لا تملك اللافلزّات لمعانًا مميّزًا كالفلزّات، وهي ضعيفة التوصيل للكهرباء، كما أنّها هشّة في الحالة الصلبة. بعض من هذه العناصر، مثل الأكسجين والكلور، غازات على درجة حرارة الغرفة، وبعضها، مثل الكبريت (شكل 21)، فهو صلب وهشّ. يوجد عنصر واحد، وهو البروم، سائل أحمر داكن مدخّن على درجة حرارة الغرفة. هناك مجموعتان جميع عناصرها لافلزّات هما: الهالوجينات والغازات النبيلة.

- **الهالوجينات**

هي لافلزّات المجموعة 7A ومن بينها الكلور والبروم.

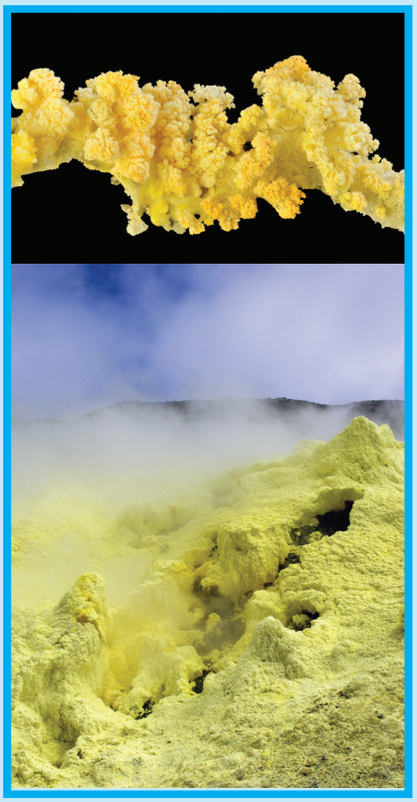
- **الغازات النبيلة**

هي لافلزّات المجموعة 8A. تُسمّى أحيانًا بالغازات النبيلة، وذلك لقدرتها المحدودة نسبيًّا على التفاعل كيميائيًّا. على سبيل المثال، يُستخدم «النيون» في ملء الأنابيب الزجاجية المستخدمة في المصابيح بغرض الإضاءة.

(جـ) أشباه الفلزّات Metalloids

انظر إلى يمين الجدول الدوري الحديث في الشكل (17)، ولاحظ أنّ الخطّ العريض المتعرّج على هيئة درجات السلّم، والمرسوم بين البورون والأستاتين، يمثّل تقريبًا الحدود بين السلوك الفلزّي واللافلزّي. العناصر المجاورة للخطّ مباشرة لها صفات **أشباه الفلزّات Metalloids**، وهي تمثّل القسم الثالث من العناصر المثالية. هذه العناصر لها صفات متوسّطة بين تلك الفلزّات واللافلزّات، وتُستخدم كموادّ شبه موصّلة للكهرباء. السيليكون والجرمانيوم عنصران مهمّان من عناصر أشباه الفلزّات، ويُستخدمان في تصنيع الشرائح الرقيقة لأجهزة الكمبيوتر والخلايا الشمسية.

يصعب عليك تعلّم الخواصّ الكيميائية والفيزيائية لأكثر من 100 عنصر وتذكّرها من دون الاستعانة بالجدول الدوري. وعوضًا عن حفظ خواصّها كلّ على حدة، عليك فقط تعلّم السلوك العامّ والاتّجاه (الميل) داخل المجموعات الخاصّة. وبالتالي، تكتسب معلومات فعّالة ومفيدة عن خواصّ معظم العناصر.



شكل (21)
الكبريت عنصر لا فلزّي، درجة انصهاره منخفضة، ويوجد في حالة صلبة متبلّرة أو في حالة غير متبلّرة. يُستخدم الكبريت أساسًا في صناعة حمض الكبريتيك.

مراجعة الدرس 2-1

1. صف كيف تطوّر الجدول الدوري.
2. ما المعيار الذي استخدمه مندليف في بناء الجدول الدوري للعناصر؟
3. قم بربط المجموعة والدورة والفلزّات الانتقالية بالجدول الدوري.
4. حدّد ما إذا كان كلّ عنصر فلزًّا أو شبه فلزّ أو لافلزّ.
   (أ) الذهب ($_{79}$Au)
   (ب) السيليكون ($_{14}$Si)
   (جـ) المنجنيز ($_{25}$Mn)
   (د) الكبريت ($_{16}$S)
   (هـ) الباريوم ($_{56}$Ba)
5. أيّ من عناصر السؤال السابق عناصر مثاليّة؟
6. اذكر أسماء عنصرين لهما خواصّ مشابهة لعنصر الكالسيوم ($_{20}$Ca).

الكيمياء في خدمة المجتمع

معرفة تاريخ الوفاة من رفات الموتى

كيف تمكّن علماء الآثار من تحديد عمر هيكل عظمي لإنسان توفي منذ زمن بعيد؟

يحدَّد الزمن عن طريق قياس الإشعاعات المنبعثة من النظائر المشعّة لعنصر ما.

نظائر العنصر الواحد عبارة عن ذرّات لها العدد نفسه من البروتونات والإلكترونات، لكنّها تختلف من حيث عدد النيوترونات. تملك بعض العناصر الكيميائية نظائر مشعّة، بحيث تتناقص كمّيات هذه النظائر نتيجة لما تصدره من أشعّة.

تُعرف «فترة نصف العمر» بالوقت اللازم لانحلال نصف عدد الذرّات من النظير المشعّ. مثلًا، فترة نصف العمر لنظير كربون–14 ($^{14}_{6}$C) هي 5730 سنة.

لتحديد عمر بقايا الكائنات الحية، سيقدّم العلماء طريقة كربون–14 عن طريق قياس الإشعاع الصادر. نسبة الكربون–14 إلى الكربون–12 ثابتة في الكائن الحي ولكن عند الوفاة يحدث انحلال لهذا النظير، فتقلّ هذه النسبة.

لذلك، من خلال قياس الإشعاع الصادر عن الكربون–14 يمكن تحديد نسبته إلى الكربون–12 ومعرفة الكمّيات المتبقّية منه. فإذا كانت هذه الكمّية هي النصف، فإنّ هذا الكائن قد توفي منذ 5730 سنة. ومن خلال عمليّة حسابية معيّنة، يمكن معرفة تاريخ الوفاة لأيّ كائن حتّى مدّة قدرها 40 000 سنة (وإلّا استخدمنا نظائر أخرى).

الدرس 2-2

تقسيم العناصر
Classification of the Elements

الأهداف العامة

- يفسّر امكانية استنتاج خواصّ عنصر، بناء على خواصّ العناصر الأخرى في الجدول الدوري.
- يستخدم الترتيبات الإلكترونية لتقسيم العناصر كغازات نبيلة وعناصر مثالية وعناصر انتقالية وعناصر انتقالية داخلية.

يُعتبر الجدول الدوري أهمّ أداة في الكيمياء، ومن فوائده توقّع خواصّ العناصر وفهمها. على سبيل المثال، إذا علمت الخواصّ الفيزيائية والكيميائية لعنصر في مجموعة في الجدول الدوري، يمكنك توقّع الخواصّ الفيزيائية والكيميائية للعناصر الأخرى الموجودة في المجموعة نفسها، وربّما لعناصر في مجموعات مجاورة.

انظر الجدول الدوري المفصّل للعناصر ص 39–38. بالإضافة إلى الرمز الكيميائي والعدد الذرّي والكتلة الذرّية المتوسّطة والحالة الفيزيائية لكلّ عنصر، يتضمّن الجدول أرقام المجموعات والترتيبات الإلكترونية وأسماء ورموز العناصر التي عُرفت مؤخرًا، والتي تقع بين الأعداد الذرّية 104 و118.

يُستخدم الكلور والبروم في تطهير أحواض السباحة. ويُعتبر النحاس والفضة، وهما فلزّان مرنان نسبيًّا، موصّلين ممتازين للكهرباء والحرارة. وكلّ زوج من تلك العناصر السابقة (الكلور والبروم – النحاس والفضة) له خواصّ كيميائية متشابهة، ومدرجة في المجموعة نفسها في الجدول الدوري الحديث. هذا الترتيب ليس مجرّد مصادفة، بل يخضع لتخطيط مدروس.

تعلمت في الدرس السابق أن العناصر قد رُتّبت في الجدول الدوري بحسب الزيادة في العدد الذرّي. في هذا الدرس، سوف تتعلّم كيف أنّ الجدول الدوري يرتبط بالترتيب الذرّي للعناصر.

1. تقسيم العناصر تبعًا للترتيب الإلكتروني
Classifying Elements by Electron Configuration

من بين الجسيمات الذرّية الثلاثة الرئيسية في الذرّة، نجد أنّ الإلكترون يقوم بالدور الأكثر أهمّية في تحديد الخواصّ الفيزيائية والكيميائية للعنصر، حيث يعتمد ترتيب العناصر في الجدول الدوري على هذه الخواصّ. بالتالي، يجب أن تكون هناك علاقة ما بين الترتيبات الإلكترونية للعناصر وموقعها في الجدول الدوري.

يمكن تقسيم العناصر إلى أربعة أنواع تبعًا لترتيباتها الإلكترونية. سوف تجد أنّ الاستعانة بالجدول الدوري ص 38–39 مفيدة جدًّا أثناء قراءتك هذه التقسيمات.

1.1 الغازات النبيلة — The Noble Gases

هي عناصر تمتلئ فيها تحت المستويات الخارجية s و p بالإلكترونات. تنتمي الغازات النبيلة إلى المجموعة 8A، وتُسمّى عناصر هذه المجموعة أحيانًا بالغازات النبيلة لأنّها لا تشترك في الكثير من التفاعلات الكيميائية.

والترتيبات الإلكترونية لعناصر الغازات النبيلة الأربعة الأولى موضّحة في ما يلي. لاحظ أنّ هذه العناصر ملأت تحت مستويات الطاقة s و p بالإلكترونات (شكل 22).

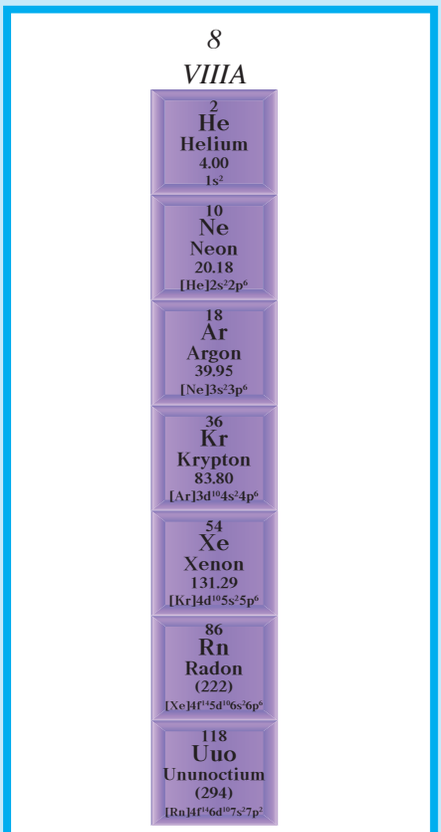
Helium ($_2$He)	$1s^2$	هيليوم
Neon ($_{10}$Ne)	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	نيون
Argon ($_{18}$Ar)	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	أرجون
Krypton ($_{36}$Kr)	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$	كربتون

2.1 العناصر المثالية — The Representative Elements

تكون تحت مستويات الطاقة s أو p لهذه العناصر ممتلئة جزئيًّا بالإلكترونات، وتُسمّى العناصر المثالية عادة بعناصر المجموعة A (شكل 23).

وهناك ثلاث مجموعات من العناصر المثالية تمّت تسميتها وهي: عناصر المجموعة 1A وتُسمّى «الفلزّات القلويّة» وعناصر المجموعة 2A وتُسمّى «الفلزّات القلويّة الأرضية»، وعناصر اللافلزّات للمجموعة 7A وتُسمّى «الهالوجينات».

كيف يمكن تحديد موقع العنصر المثالي في المجموعة A في الجدول الدوري؟



(أ) تحتوي المجموعة 8A في الجدول الدوري على الغازات النبيلة.

(ب) بمرور تيّار كهربائي خلال أنبوب زجاجي مغلق ممتلئ بغاز النيون، يحدث توهّج ساطع بأضواء النيون.

(جـ) لماذا ترتفع البالونات الممتلئة بغاز الهيليوم في الهواء؟

شكل(22)
الغازات النبيلة

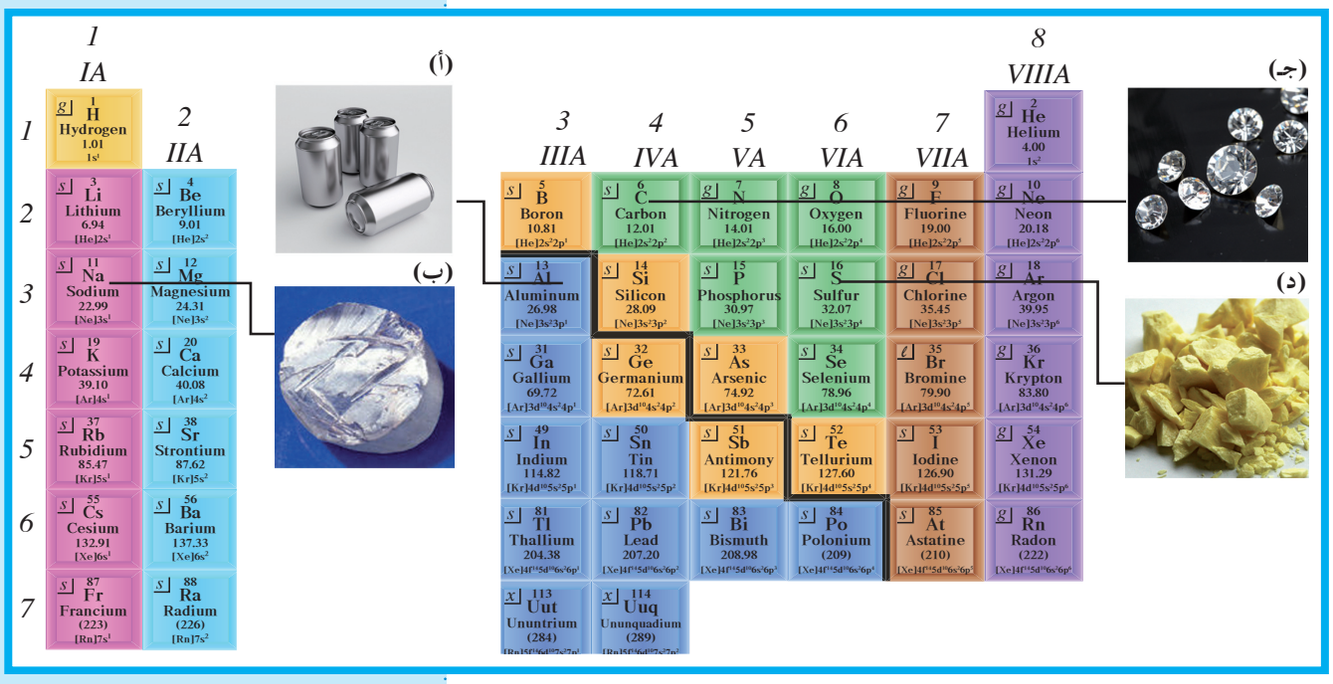
عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي يمثّل رقم المجموعة التي يقع فيها العنصر المثالي. على سبيل المثال، يحتوي كلّ من عناصر المجموعة 1A (الليثيوم، والصوديوم، والبوتاسيوم، والروبيديوم، والسيزيوم، والفرانسيوم) على إلكترون واحد في مستوى الطاقة الخارجي.

الليثيوم	$1s^2\ 2s^1$	**Lithium ($_3$Li)**
الصوديوم	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	**Sodium ($_{11}$Na)**
البوتاسيوم	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$	**Potassium ($_{19}$K)**

يحتوي كل من الكربون والسيليكون والجرمانيوم في المجموعة 4A على 4 إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي.

الكربون	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	**Carbon ($_6$C)**
السيليكون	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$	**Silicon ($_{14}$Si)**
الجرمانيوم	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$	**Germanium ($_{32}$Ge)**

كم عدد الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الخارجي لعناصر المجموعة 2A المغنيسيوم والكالسيوم؟ ومستوى الطاقة الخارجي لعناصر المجموعة 5A الفوسفور والزرنيخ؟



شكل (23)

تُسمّى العناصر في المجموعة 1A – 7A بالعناصر المثاليّة.

(أ) تصنع علب المشروبات والأغذية المحفوظة، والتي يعاد تدويرها مرّة أخرى من الألمنيوم.

(ب) الصوديوم النقي فلزّ نشط جدًّا، وهو لين جدًّا لدرجة يمكن قطعه بالسكين.

(جـ) يمثّل الفحم الطبيعي 0.08% من كتلة القشرة الأرضية، ويُعتبر الجرافيت والماس من أشكال الكربون.

(د) الكبريت هو أحد عناصر المجموعة 6A ويوجد في البترول والفحم، ويسبّب احتراق هذه الأنواع من الوقود تلوّث البيئة.

الجدول الدوري للعناصر

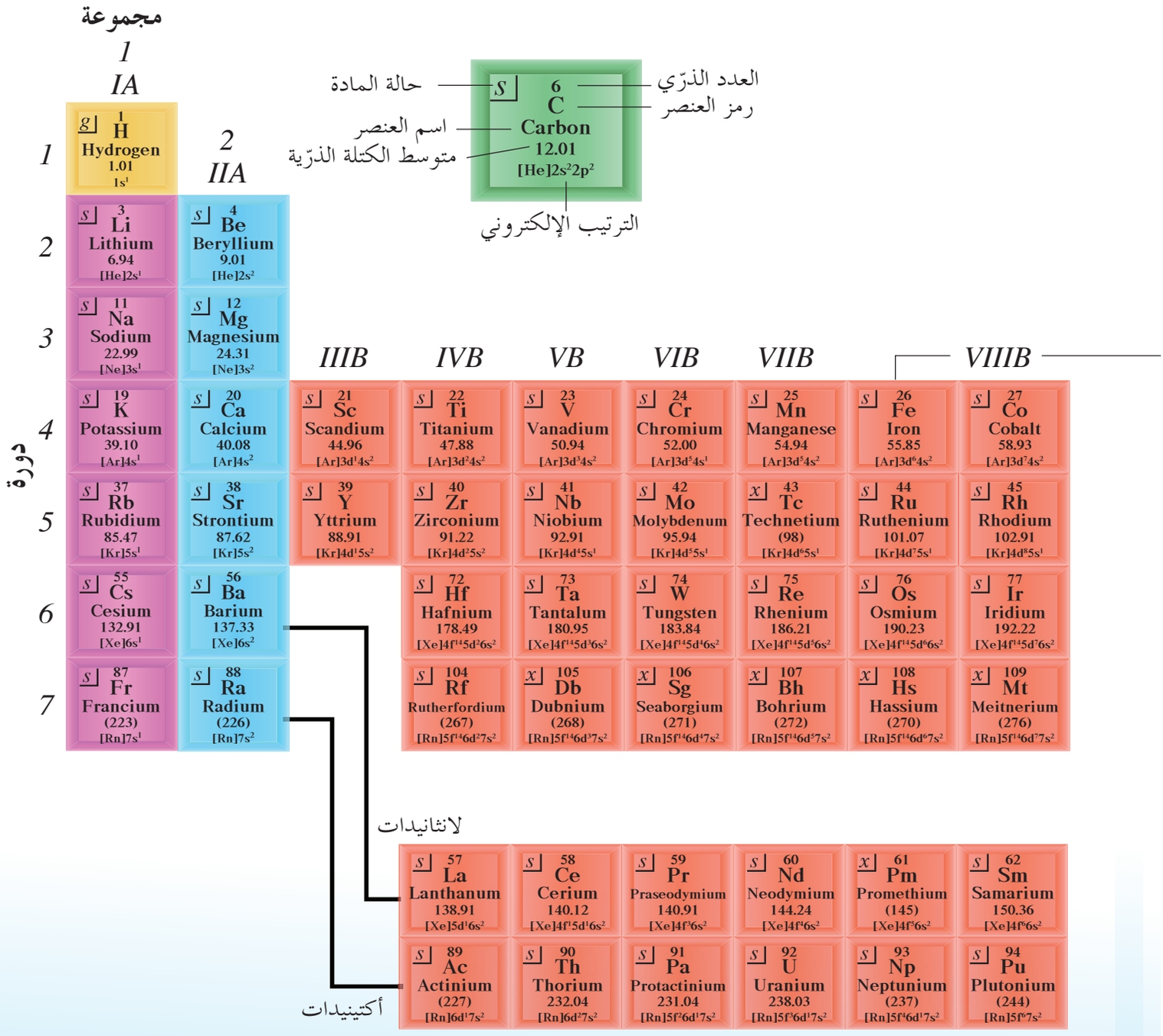
صلب	s
سائل	ℓ
غاز	g
إصطناعي	x

- الفلزّات القلويّة
- الفلزّات القلويّة الأرضية
- الفلزّات الإنتقالية
- فلزّات ضعيفة
- شبه فلزّ
- لا فلزّات
- هالوجينات
- الغازات النبيلة

3 IIIA	4 IVA	5 VA	6 VIA	7 VIIA	8 VIIIA
					g 2 He Helium 4.00 $1s^2$
s 5 B Boron 10.81 $[He]2s^22p^1$	s 6 C Carbon 12.01 $[He]2s^22p^2$	g 7 N Nitrogen 14.01 $[He]2s^22p^3$	g 8 O Oxygen 16.00 $[He]2s^22p^4$	g 9 F Fluorine 19.00 $[He]2s^22p^5$	g 10 Ne Neon 20.18 $[He]2s^22p^6$
s 13 Al Aluminum 26.98 $[Ne]3s^23p^1$	s 14 Si Silicon 28.09 $[Ne]3s^23p^2$	s 15 P Phosphorus 30.97 $[Ne]3s^23p^3$	s 16 S Sulfur 32.07 $[Ne]3s^23p^4$	g 17 Cl Chlorine 35.45 $[Ne]3s^23p^5$	g 18 Ar Argon 39.95 $[Ne]3s^23p^6$

IB	IIB								
s 28 Ni Nickel 58.69 $[Ar]3d^84s^2$	s 29 Cu Copper 63.55 $[Ar]3d^{10}4s^1$	s 30 Zn Zinc 65.39 $[Ar]3d^{10}4s^2$	s 31 Ga Gallium 69.72 $[Ar]3d^{10}4s^24p^1$	s 32 Ge Germanium 72.61 $[Ar]3d^{10}4s^24p^2$	s 33 As Arsenic 74.92 $[Ar]3d^{10}4s^24p^3$	s 34 Se Selenium 78.96 $[Ar]3d^{10}4s^24p^4$	ℓ 35 Br Bromine 79.90 $[Ar]3d^{10}4s^24p^5$	g 36 Kr Krypton 83.80 $[Ar]3d^{10}4s^24p^6$
s 46 Pd Palladium 106.42 $[Kr]4d^{10}$	s 47 Ag Silver 107.87 $[Kr]4d^{10}5s^1$	s 48 Cd Cadmium 112.41 $[Kr]4d^{10}5s^2$	s 49 In Indium 114.82 $[Kr]4d^{10}5s^25p^1$	s 50 Sn Tin 118.71 $[Kr]4d^{10}5s^25p^2$	s 51 Sb Antimony 121.76 $[Kr]4d^{10}5s^25p^3$	s 52 Te Tellurium 127.60 $[Kr]4d^{10}5s^25p^4$	s 53 I Iodine 126.90 $[Kr]4d^{10}5s^25p^5$	g 54 Xe Xenon 131.29 $[Kr]4d^{10}5s^25p^6$
s 78 Pt Platinum 195.08 $[Xe]4f^{14}5d^96s^1$	s 79 Au Gold 196.97 $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^1$	ℓ 80 Hg Mercury 200.59 $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^2$	s 81 Tl Thallium 204.38 $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^1$	s 82 Pb Lead 207.20 $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^2$	s 83 Bi Bismuth 208.98 $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^3$	s 84 Po Polonium (209) $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^4$	s 85 At Astatine (210) $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^5$	g 86 Rn Radon (222) $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$
x 110 Ds Darmstadtium (281) $[Rn]5f^{14}6d^97s^1$	x 111 Rg Roentgenium (280) $[Rn]5f^{14}6d^{10}7s^1$	x 112 Cn Copernicium (285) $[Rn]5f^{14}6d^{10}7s^2$	x 113 Uut Ununtrium (284) $[Rn]5f^{14}6d^{10}7s^27p^1$	x 114 Uuq Ununquadium (289) $[Rn]5f^{14}6d^{10}7s^27p^2$	x 115 Uup Ununpentium (288) $[Rn]5f^{14}6d^{10}7s^27p^2$	x 116 Uuh Ununhexium (293) $[Rn]5f^{14}6d^{10}7s^27p^2$	x 117 Uus Ununseptium (294?) $[Rn]5f^{14}6d^{10}7s^27p^5$	x 118 Uuo Ununoctium (294) $[Rn]5f^{14}6d^{10}7s^27p^6$

s 63 Eu Europium 151.97 $[Xe]4f^76s^2$	s 64 Gd Gadolinium 157.25 $[Xe]4f^75d^16s^2$	s 65 Tb Terbium 158.93 $[Xe]4f^96s^2$	s 66 Dy Dysprosium 162.50 $[Xe]4f^{10}6s^2$	s 67 Ho Holmium 164.93 $[Xe]4f^{11}6s^2$	s 68 Er Erbium 167.26 $[Xe]4f^{12}6s^2$	s 69 Tm Thulium 168.93 $[Xe]4f^{13}6s^2$	s 70 Yb Ytterbium 173.04 $[Xe]4f^{14}6s^2$	s 71 Lu Lutetium 174.97 $[Xe]4f^{14}5d^16s^2$
x 95 Am Americium (243) $[Rn]5f^77s^2$	x 96 Cm Curium (247) $[Rn]5f^76d^17s^2$	x 97 Bk Berkelium (247) $[Rn]5f^97s^2$	x 98 Cf Californium (251) $[Rn]5f^{10}7s^2$	x 99 Es Einsteinium (252) $[Rn]5f^{11}7s^2$	x 100 Fm Fermium (257) $[Rn]5f^{12}7s^2$	x 101 Md Mendelevium (258) $[Rn]5f^{13}7s^2$	x 102 No Nobelium (259) $[Rn]5f^{14}7s^2$	x 103 Lr Lawrencium (262) $[Rn]5f^{14}6d^17s^2$


مجموعة
1
IA
2
IIA
دورة
1
2
3
4
5
6
7
حالة المادة
العدد الذرّي
رمز العنصر
اسم العنصر
متوسط الكتلة الذرّية
الترتيب الإلكتروني
g 1 H Hydrogen 1.01 1s¹
s 3 Li Lithium 6.94 [He]2s¹
s 4 Be Beryllium 9.01 [He]2s²
s 11 Na Sodium 22.99 [Ne]3s¹
s 12 Mg Magnesium 24.31 [Ne]3s²
IIIB
IVB
VB
VIB
VIIB
VIIIB
s 19 K Potassium 39.10 [Ar]4s¹
s 20 Ca Calcium 40.08 [Ar]4s²
s 21 Sc Scandium 44.96 [Ar]3d¹4s²
s 22 Ti Titanium 47.88 [Ar]3d²4s²
s 23 V Vanadium 50.94 [Ar]3d³4s²
s 24 Cr Chromium 52.00 [Ar]3d⁵4s¹
s 25 Mn Manganese 54.94 [Ar]3d⁵4s²
s 26 Fe Iron 55.85 [Ar]3d⁶4s²
s 27 Co Cobalt 58.93 [Ar]3d⁷4s²
s 37 Rb Rubidium 85.47 [Kr]5s¹
s 38 Sr Strontium 87.62 [Kr]5s²
s 39 Y Yttrium 88.91 [Kr]4d¹5s²
s 40 Zr Zirconium 91.22 [Kr]4d²5s²
s 41 Nb Niobium 92.91 [Kr]4d⁴5s¹
s 42 Mo Molybdenum 95.94 [Kr]4d⁵5s¹
x 43 Tc Technetium (98) [Kr]4d⁶5s¹
s 44 Ru Ruthenium 101.07 [Kr]4d⁷5s¹
s 45 Rh Rhodium 102.91 [Kr]4d⁸5s¹
s 55 Cs Cesium 132.91 [Xe]6s¹
s 56 Ba Barium 137.33 [Xe]6s²
s 72 Hf Hafnium 178.49 [Xe]4f¹⁴5d²6s²
s 73 Ta Tantalum 180.95 [Xe]4f¹⁴5d³6s²
s 74 W Tungsten 183.84 [Xe]4f¹⁴5d⁴6s²
s 75 Re Rhenium 186.21 [Xe]4f¹⁴5d⁵6s²
s 76 Os Osmium 190.23 [Xe]4f¹⁴5d⁶6s²
s 77 Ir Iridium 192.22 [Xe]4f¹⁴5d⁷6s²
s 87 Fr Francium (223) [Rn]7s¹
s 88 Ra Radium (226) [Rn]7s²
s 104 Rf Rutherfordium (267) [Rn]5f¹⁴6d²7s²
x 105 Db Dubnium (268) [Rn]5f¹⁴6d³7s²
x 106 Sg Seaborgium (271) [Rn]5f¹⁴6d⁴7s²
x 107 Bh Bohrium (272) [Rn]5f¹⁴6d⁵7s²
x 108 Hs Hassium (270) [Rn]5f¹⁴6d⁶7s²
x 109 Mt Meitnerium (276) [Rn]5f¹⁴6d⁷7s²
لانثانيدات
s 57 La Lanthanum 138.91 [Xe]5d¹6s²
s 58 Ce Cerium 140.12 [Xe]4f¹5d¹6s²
s 59 Pr Praseodymium 140.91 [Xe]4f³6s²
s 60 Nd Neodymium 144.24 [Xe]4f⁴6s²
x 61 Pm Promethium (145) [Xe]4f⁵6s²
s 62 Sm Samarium 150.36 [Xe]4f⁶6s²
أكتينيدات
s 89 Ac Actinium (227) [Rn]6d¹7s²
s 90 Th Thorium 232.04 [Rn]6d²7s²
s 91 Pa Protactinium 231.04 [Rn]5f²6d¹7s²
s 92 U Uranium 238.03 [Rn]5f³6d¹7s²
s 93 Np Neptunium (237) [Rn]5f⁴6d¹7s²
s 94 Pu Plutonium (244) [Rn]5f⁶7s²

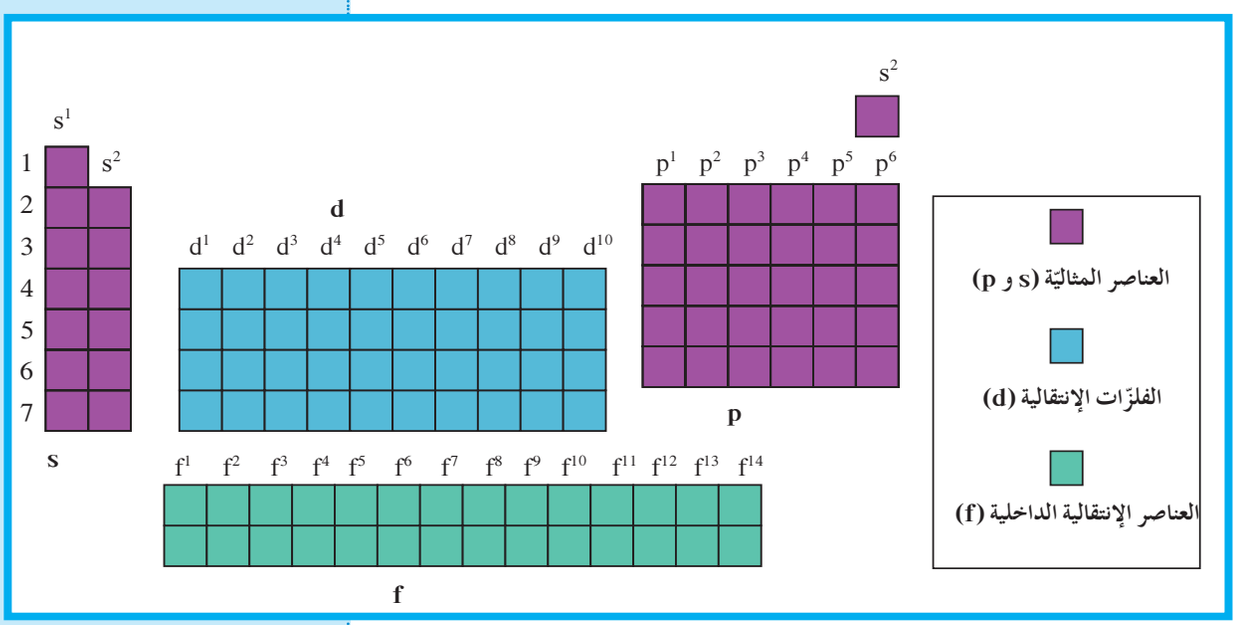
3.1 العناصر الانتقالية The Transition Elements

هي عناصر فلزّية حيث يحتوي كلّ من تحت مستوى الطاقة s وتحت مستوى الطاقة d المجاور له على إلكترونات. تتميّز العناصر الإنتقالية، التي تُسمّى عناصر المجموعة B، بإضافة الإلكترونات إلى أفلاك تحت مستوى الطاقة d.

4.1 العناصر الانتقالية الداخلية The Inner Transition Elements

بصفة عامّة، هي عناصر فلزّية حيث يحتوي كلّ من تحت مستوى الطاقة s وتحت مستوى f المجاور له على إلكترونات. وتتميّز العناصر الانتقالية الداخلية بإضافة الإلكترونات إلى أفلاك تحت مستوى الطاقة f. أين تقع العناصر الانتقالية الداخلية في الجدول الدوري؟

إذا تأمّلت كلًّا من الترتيبات الإلكترونية ومواقع العناصر في الجدول الدوري، ستجد أنّه يمكن أن ينشأ نموذج آخر لتقسيم الجدول الدوري. فترى في (شكل 24) أنّه يمكن تقسيم الجدول الدوري إلى قطع تقابل تحت مستويات الطاقة التي تملأ بالإلكترونات.



شكل (24)

يوضّح هذا الشكل مخطّط القطع الذي يميّز مجموعات العناصر تبعًا لتحت مستويات الطاقة الممتلئة بالإلكترونات. كم عدد الإلكترونات في تحت مستوى الطاقة p لكلّ عنصر من الهالوجينات؟

مثال (1)

استخدم الجدول الدوري في (شكل 24) واكتب الترتيبات الإلكترونية لكلّ من:

(أ) النيتروجين ($_{7}N$)

(ب) الكوبالت ($_{27}Co$)

طريقة التفكير في الحل

1. **حلّل: صمّم خطّة استراتيجية لحلّ السؤال.**

طبّق طريقة استخدام الموقع في الجدول الدوري لإيجاد الترتيبات الإلكترونية للعناصر. العدد الذرّي يساوي عدد الإلكترونات. تنتمي الدورة، التي يقع فيها العنصر، إلى أعلى مستوى طاقة رئيسي يحتوي على إلكترونات. يرتبط عدد الإلكترونات في أعلى تحت مستوى الطاقة بالمجموعة.

2. **حلّ: طبّق الخطّة الاستراتيجية لحلّ السؤال.**

(أ) النيتروجين له 7 إلكترونات. يوضّح الجدول الدوري في الشكل (24) أنّ الدورة الأولى هي $1s^2$ والدورة الثانية هي $2s^22p^3$. يوجد 3 إلكترونات في تحت مستوى الطاقة 2p لأنّ النيتروجين هو العنصر الثالث في القطاع 2p.

(ب) الكوبالت له 27 إلكترونًا، ويتّضح من الشكل (24) أنّ الدورات الثلاث الأولى هي $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$. الدورة التالية هي $4s^2$ وأخيرًا $3d^7$. فيكون الترتيب الكامل: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^7$.

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**

في كلّ حالة من العناصر السابقة، نجد أنّ مجموع الأرقام العلوية لتحت مستويات الطاقة يساوي عدد الإلكترونات في الذرّة أو العدد الذرّي لها.

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. استخدم الشكل (24) لكتابة الترتيبات الإلكترونية للعناصر التالية:

(أ) الكربون ($_{6}C$) **الحلّ:** $1s^22s^22p^2$

(ب) الفناديوم ($_{23}V$) **الحلّ:** $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^3$

(جـ) الإسترانشيوم ($_{38}Sr$) **الحلّ:** $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^2$

2. ما رموز العناصر التي لها الترتيبات الإلكترونية في مستوى طاقتها الخارجية كالتالي:

(أ) s^2 **الحلّ:** He، Be، Mg، Ca، Sr، Ba، Ra

(ب) s^2p^5 **الحلّ:** F، Cl، Br، I، At

(جـ) s^2d^2 **الحلّ:** Ti، Zr، Hf، Rf

مراجعة الدرس 2-2

1. لماذا تتشابه الخواصّ الفيزيائية والكيميائية لكلّ من عنصري الصوديوم ($_{11}Na$) والبوتاسيوم ($_{19}K$)؟
2. صنّف كلّ عنصر من العناصر التالية كعنصر مثالي أو فلزّ انتقالي أو غاز نبيل:

(أ) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$

(ب) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

(جـ) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$

(د) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

3. أيّ من العناصر التالية تُعتبر فلزّات انتقالية؟

$_{27}Co$ ، $_{32}Ge$ ، $_{13}Al$ ، $_{79}Au$ ، $_{48}Cd$ ، $_{38}Sr$ ، $_{29}Cu$

الدرس 2-3

الميول الدورية (التدرّج في الخواصّ)
Periodic Trends

الأهداف العامة

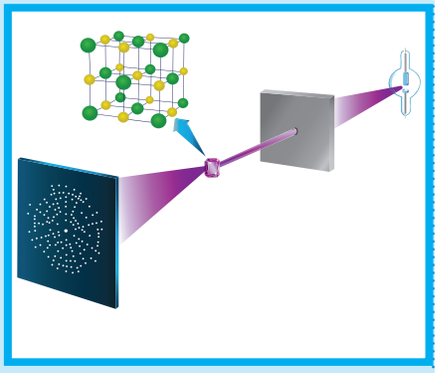
- يفسّر التدرّج في الخواصّ التالية تجاه المجموعة في الجدول الدوري: نصف القطر الذرّي، طاقة التأيّن، الميل الإلكتروني، الحجم الأيوني، السالبية الكهربائية.
- يفسّر التدرّج في الخواصّ التالية تجاه الدورة في الجدول الدوري: أنصاف الأقطار الأيونية، طاقات التأيّن، السالبية الكهربائية.

هل سبق أن أثارت انتباهك الصفات الطبيعية المتشابهة بين الأقارب وأنت في لقاء عائلي؟ ربّما يكون الأقارب متشابهين في الوجه أو الأنف أو صفات أخرى (شكل 25). بصفة عامّة، تدلّ هذه الصفات المميّزة على علاقة بين أفراد الأسرة. وكما تعلم أنّ العناصر أيضًا تنتمي إلى مجموعات وهي مجموعات كيميائية. ما التدرّج في الخواصّ الطبيعية والكيميائية بين المجموعات والدورات في الجدول الدوري؟

شكل (25)
التشابه بين أفراد الأسرة

1. التدرّج في نصف القطر الذرّي
Trends in Atomic Radius

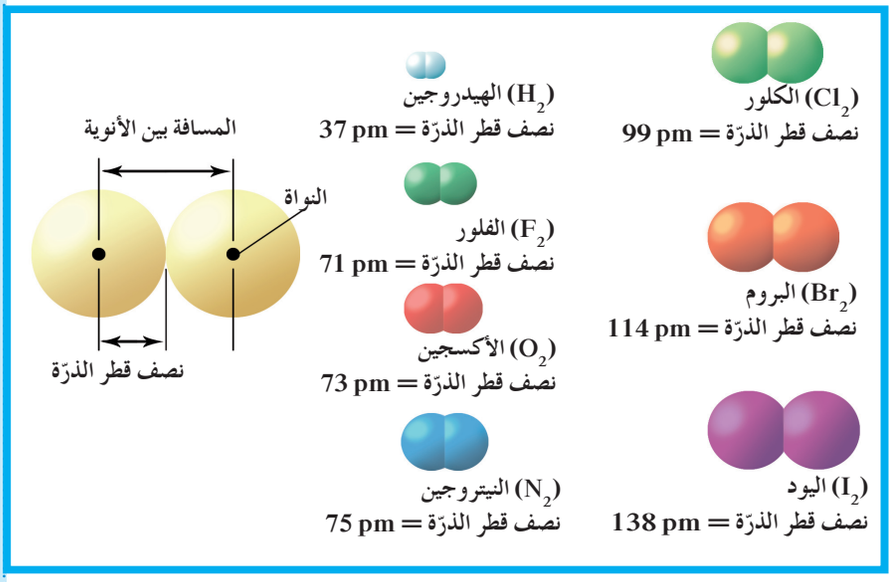
تعلّمت في الدروس السابقة أنّ الذرّة ليس لها حدود واضحة تحدّد حجمها، لهذا لا يمكن قياس نصف قطر الذرّة بطريقة مباشرة، ولكن هناك طرق عديدة لتقدير الأحجام النسبية للذرّات. فإذا تواجدت الذرّات في تركيب بلّوري صلب، فيمكن استخدام طريقة حيود الأشعّة السينية (أشعة X)، لتمدّنا بمسافة تقريبية بين الأنوية (شكل 26).



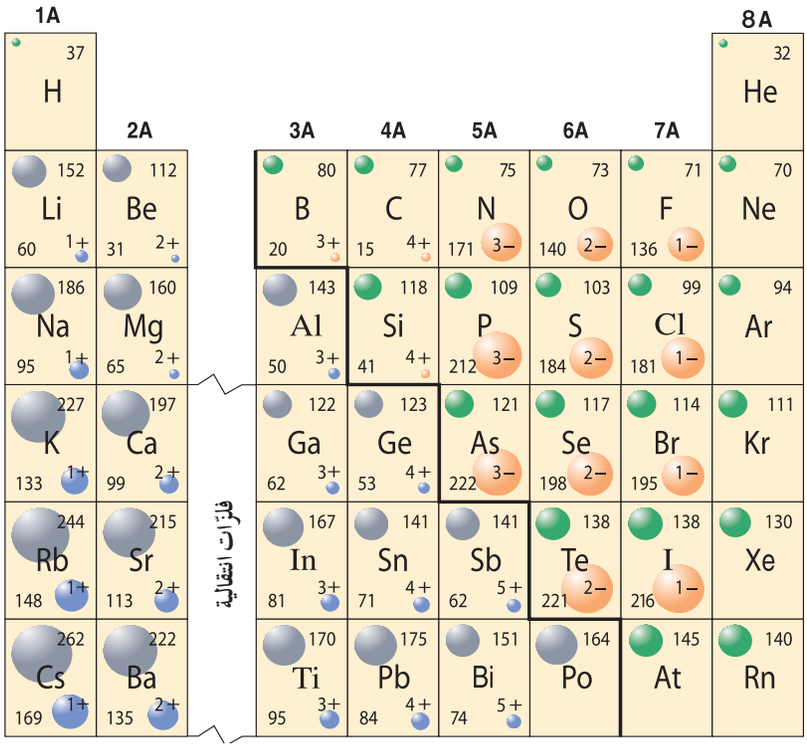
شكل (26)
يوضّح تحليل الصورة الناتجة من حيود الأشعّة السينية لـ NaCl المسافة بين نواتين في البناء والتركيب البلّوري.

بالنسبة إلى العناصر التي توجد على هيئة جزيئات ثنائية الذرّة، فإنّه يمكن تقدير المسافة بين أنوية الذرّات المرتبطة في الجزيء. **ونصف قطر الذرّة Atomic Radius هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين (نوع واحد) في جزيء ثنائي الذرّة.**

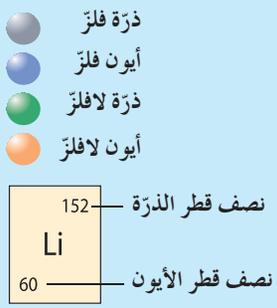
انظر الشكل (27) الذي يوضّح المسافة بين الأنوية في جزيئات ثنائية الذرّة لسبعة عناصر. تساوي المسافة بين الأنوية في جزيء البروم ثنائي الذرّة (Br_2) 228 pm، (1 pm = 1 picometer = 10^{-12} m). ولأن نصف القطر الذرّي يساوي نصف المسافة بين الأنوية، فإنّ نصف قطر ذرّة البروم يساوي 114 pm. ويوضّح الشكل (28) أنصاف الأقطار الذرّية لمعظم العناصر المثاليّة. تذكّر أنّ نصف قطر الذرّة لعنصر ما يدلّ على حجمها النسبي.



شكل (27)
يوضّح 7 عناصر جزيئاتها ثنائية الذرّة. كم يساوي نصف قطر ذرّة البروم بالمتر؟ وكم يساوي القطر بالنانومتر؟



شكل (28)
يوضّح أنصاف الأقطار الذرّية والأيونية بالبيكومتر للعناصر المثالية. لم يتضمّن هذا الجدول الفلزّات الانتقالية نظرًا لوجود شذوذ في أنصاف أقطارها الذرّية والأيونية لذا لا تخضع للتدرّج المألوف.



1.1 التدرّج تجاه المجموعة Group Trends

بصفة عامّة، يزداد الحجم الذرّي (نصف القطر الذرّي) كلّما انتقلت إلى أسفل المجموعة في الجدول الدوري ضمن مجموعة ما. تُضاف الإلكترونات إلى مستويات الطاقة الرئيسية الأعلى بالتتابع. ويصبح المدار الخارجي أكبر كلّما تحرّكت إلى أسفل في المجموعة. تزداد درجة حجب النواة نتيجة امتلاء الأفلاك المتتالية بين النواة والمدار الخارجي. على الرغم من أنّه يمكنك أن تتوقّع أنّ الزيادة في الشحنة على النواة من شأنها جذب الإلكترونات الخارجية، وبالتالي انكماش حجم الذرّة، إلّا أنّ ذلك لا يحدث.

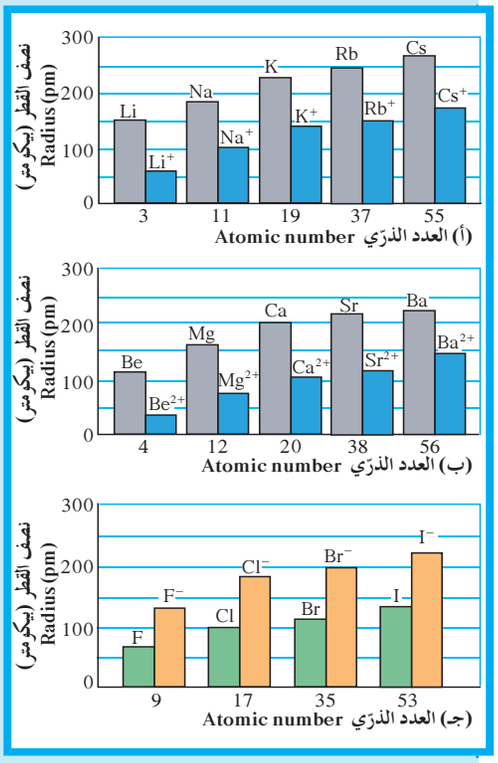
فالزيادة الكبيرة في المسافة بين النواة والإلكترونات الخارجية تتغلّب على تأثير الانكماش نتيجة زيادة الشحنة على النواة، وتكون المحصّلة النهائية ازدياد الحجم الذرّي. توضّح الأعمدة في الرسم البياني في الشكل (29) كيفية تزايد الحجم الذرّي (نصف القطر الذرّي) كلّما اتجهنا إلى أسفل في المجموعات 1A (الفلزّات القلويّة) و2A (الفلزّات القلويّة الأرضية) و7A (الهالوجينات).

2.1 التدرّج تجاه الدورة Periodic Trends

بصفة عامّة، يقلّ الحجم الذرّي (نصف القطر الذرّي) كلّما تحرّكت من اليسار إلى اليمين عبر الدورة.

بتقدّمك من اليسار إلى اليمين عبر الدورة الواحدة، يظلّ مستوى الطاقة الرئيسي نفسه، ويزيد كلّ عنصر عن العنصر الذي يسبقه بإلكترون واحد وبروتون واحد. هذا يعني أنّ الإلكترونات تضاف إلى مستوى الطاقة الرئيسي نفسه، وتحدث من جهة أخرى زيادة متتالية في شحنة النواة. وبما أنّ إلكترونات تحت مستوى الطاقة لا تحجب بعضها بعضًا عن النواة بشكل جيّد، فإنّ شحنة النواة الفعّالة التي يتعرّض لها أيّ من الإلكترونات في تحت مستوى الطاقة تزداد. وتؤدّي هذه الزيادة في شحنة النواة إلى تجاذب أكبر لإلكترونات تحت مستوى الطاقة الخارجي عندما تتحرّك عبر الدورة من اليسار إلى اليمين.

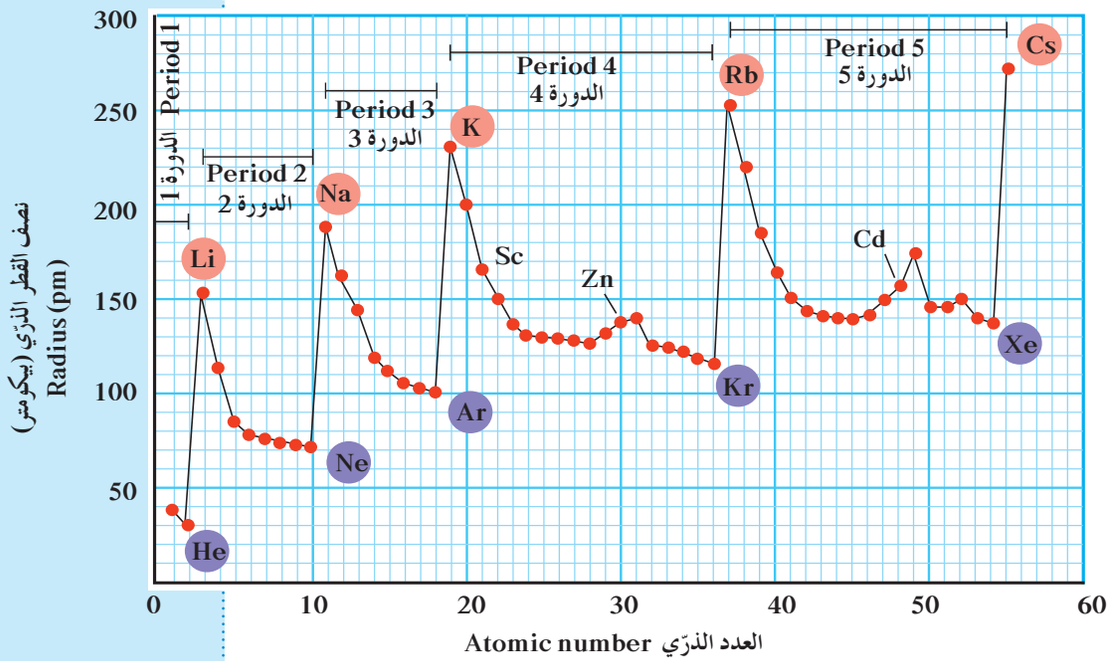
ونتيجة لذلك، يتمّ سحب الإلكترونات الخارجية إلى مسافة أقرب إلى النواة، ولهذا السبب يحدث تناقص في حجم الذرّة. يوضّح الشكل (30) برسم العلاقة بين نصف القطر الذرّي مقابل العدد الذرّي.



شكل (29)

أنصاف أقطار عناصر المجموعة 1A (أ) والمجموعة 2A (ب) والمجموعة 7A (جـ) تتزايد كلّما اتّجهنا إلى أسفل المجموعة أو بزيادة العدد الذرّي.

الكاتيونات في (أ) و(ب) أصغر من الذرّات المتعادلة. وعلى النقيض من ذلك، نجد أنّ الأنيونات في (جـ) أكبر من الذرّات المتعادلة. لماذا تكون ذرّة البوتاسيوم أكبر من كاتيون البوتاسيوم؟



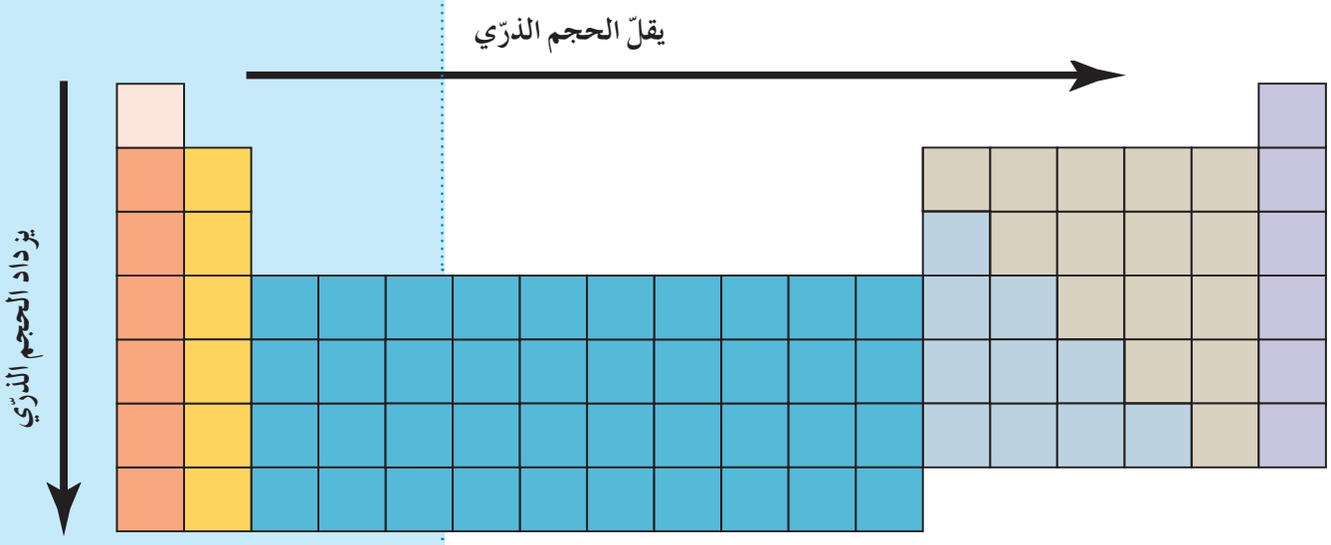
شكل (30)

العلاقة البيانية بين نصف القطر مقابل العدد الذرّي.

3.1 التدرّج في الحجم الذريّ Trend in Atomic Size

يقلّ هذا الاتّجاه بوضوح في الدورات التي يكون فيها إلكترونات كثيرة في مستويات الطاقة الرئيسية الممتلئة بين النواة والإلكترونات الخارجية. وذلك لأنّ الإلكترونات الموجودة في تحت مستويات الطاقة تقوم بحجب شحنة النواة الموجبة عن الإلكترونات الخارجية. من ناحية أخرى، فإنّه في أيّ دورة يكون عدد الإلكترونات بين النواة والإلكترونات الخارجية ثابتًا لكلّ العناصر. نتيجة لذلك، يكون تأثير حجب هذه الإلكترونات على النواة ثابتًا داخل الدورة.

يلخّص (شكل 31) التدرّج في الحجم الذرّي خلال الدورة والمجموعة في الجدول الدوري. كيف يمكنك أن تصف نصف القطر الذرّي لفلزّ قلوي أرضي في الدورة الثانية بالمقارنة مع فلزّ قلوي أرضي في الدورة الرابعة؟



Trend in Atomic Radius

التدرّج في نصف القطر الذرّي

شكل (31)

تقلّ أنصاف الأقطار الذرّية بوجه عام عبر الدورات، وتزداد كلّما اتّجهنا إلى أسفل في المجموعات.

أيّ من العناصر التالية له نصف قطر أكبر في الدورة نفسها: الهالوجين أم فلزّ قلوي؟

2. التدرّج في طاقة التأيّن

Trends in Ionization Energy

عندما تفقد الذرّة أو تكتسب إلكترونًا، فإنّها تصبح أيونًا، وتُعرف الطاقة اللازمة للتغلّب على جذب شحنة النواة، ونزع إلكترون من ذرّة في الحالة الغازية **بطاقة التأيّن Ionization energy**. ينتج عن نزع إلكترون واحد تكوّن أيون موجب ذي شحنة موجبة واحدة (+1).

$$Na_{(g)} + 496\,kJ/mol \rightarrow Na^{+}_{(g)} + e^{-}$$

تسمّى الطاقة اللازمة لنزع هذا الإلكترون الخارجي الأول بـ «**طاقة التأيّن الأولى**». يحتاج نزع إلكترون خارجي من أيون بسيط غازي (+1) إلى كمّية من الطاقة تُسمّى بـ «**طاقة التأيّن الثانية**». كما تمثّل «**طاقة التأيّن الثالثة**» كمّية الطاقة التي يحتاجها أيون بسيط غازي (+2) لنزع إلكترون خارجي. يوضّح (جدول 7) طاقات التأيّن الثلاث لبعض العناصر في الجدول الدوري.

Na	496	4560	
Mg	738	1450	7790
Al	578	1820	2750
Si	786	1580	3230
P	1012	1900	2910
S	1000	2250	3360
Cl	1251	2300	3820
Ar	1521	2670	3930

جدول (7)
طاقات التأيّن للعناصر

يمكنك استخدام مفهوم طاقة التأيّن لتوقّع الشحنات الأيونية. انظر إلى فلزّ المجموعة 1A في (الجدول 7). هل تلاحظ زيادة كبيرة في الطاقة بين طاقات التأيّن الأولى والثانية؟ إنّه من السهل نسبيًّا نزع إلكترون واحد من فلزّ المجموعة 1A لتكوين أيون ذي شحنة موجبة واحدة (+1)، ولكنّه من الصعب نزع إلكترون آخر من هذا الأيون، وهذا واضح من فرق طاقات التأيّن الأولى والثانية.

وبالنسبة إلى الفلزّ في المجموعة 2A، فإنّ الزيادة في طاقة التأيّن توجد بين طاقات التأيّن الثانية والثالثة. ما الذي توضحه الفقرة السابقة لك في ما يخصّ السهولة النسبية لنزع إلكترون واحد من فلزّات هذه المجموعة؟ كذلك بالنسبة إلى نزع إلكترونين؟ وبالنسبة إلى نزع ثلاثة إلكترونات؟ إنّك تعلم أنّ الألمنيوم يقع في المجموعة 3A، ويكون أيونًا ذا ثلاث شحنات موجبة (+3). تحدث الزيادة الكبيرة في طاقة التأيّن بعد نزع الإلكترون الثالث.

علاقة الكيمياء بعلم الفلك

الانفجار العظيم

يملك علماء الفلك دليلًا بأن الكون الذي نعيش فيه تكوّن نتيجة حدث ضخم نتجت عنه كمّية كبيرة من الطاقة يصعب تقديرها أو وصفها. وفي لحظة هذا الحدث، والذي سُمّي «الانفجار العظيم»، كانت درجة الحرارة تُقدّر ببلايين عديدة من الدرجات.

ونتيجة لهذا الحدث، تكوّنت العناصر وتكوّنت النيوترونات والبروتونات والإلكترونات خلال 10^{-4} s بعد الحدث، كذلك تكوّنت أخفّ الأنوية خلال 3 دقائق. وفي هذا الوقت، كانت درجة الحرارة المرجّحة 70 مرّة قدر درجة حرارة الشمس التي تسقط على الأرض. وكانت المادّة تأخذ شكل البلازما أي بحر من الأنوية الموجبة والإلكترونات السالبة. وقد قُدّرت الفترة الزمنية اللازمة للإلكترونات والأنوية كي تبرد وتكوّن ذرّات بـ 500000 عام.

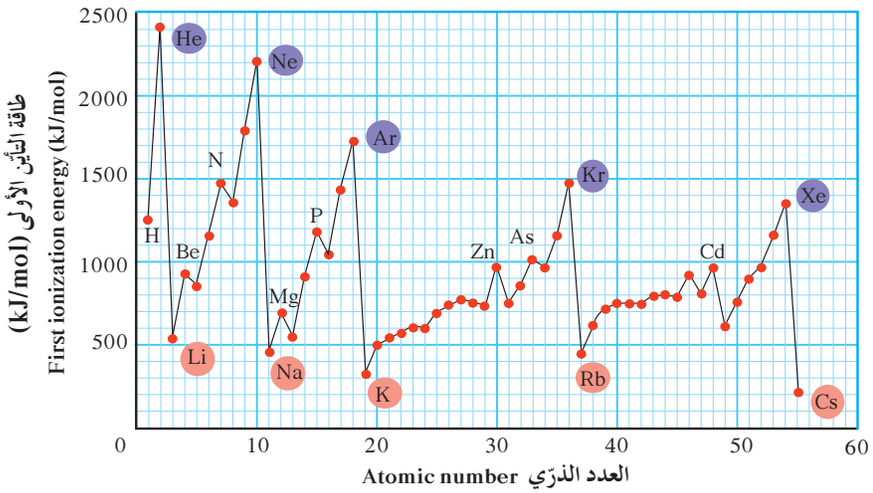
وتبعًا لنظرية الانفجار العظيم، فإنّ كوكب الأرض، بما فيه من ثروات من عناصر كيميائية، هو حطام نجم متفجّر شديد التوهّج، والتراب المتناثر من هذا النجم يحتوي على جميع العناصر اللازمة للحياة.

1.2 التدرّج تجاه المجموعة Group Trends

كما يتّضح من الشكل (32) **تقلّ طاقة التأيّن الأولى كلّما اتّجهنا إلى أسفل في مجموعة في الجدول الدوري**. يعزى ذلك إلى زيادة حجم الذرّات كلّما اتّجهنا إلى أسفل في المجموعات، وبالتالي يقع الإلكترون على مسافة أبعد من النواة ما يسهّل نزعه، وتصحب ذلك طاقة تأيّن أقلّ للعنصر.

2.2 التدرّج تجاه الدورة Periodic Trends

بصفة عامة تزداد طاقة التأيّن الأولى للعناصر المثاليّة كلّما تحرّكنا عبر الدورة من اليسار إلى اليمين. انظر الشكل (32) فتلاحظ أنّ شحنة النواة تزداد، وتأثير الحجب ثابت كلّما تحرّكت عبر الدورة، وبذلك يصبح جذب النواة للإلكترون أكبر ما يؤدّي إلى صعوبة نزعه، وبالتالي إلى زيادة طاقة التأيّن.



شكل (32)

يوضّح هذا الشكل العلاقة بين طاقة التأيّن الأولى مقابل العدد الذرّي، ويوضّح التدرّج الدوري (الميول الدورية). لاحظ سهولة تأيّن عناصر المجموعة 1A وصعوبة تأيّن الغازات النبيلة. ما التدرّج الحاصل في مجموعة الغازات النبيلة؟

يلخّص الشكل (33) تدرّج طاقات التأيّن الأولى تجاه المجموعات والدورات في الجدول الدوري. أيّ عنصر في المجموعة 6A له أعلى قيمة لطاقة التأيّن الأولى؟ وكذلك في الدورة الثانية؟

الكيمياء في خدمة الصناعة

وظائف كبيرة لأجهزة صغيرة

في عام 1946، قام مهندسون في جامعة بنسلفانيا ببناء أوّل حاسب آلي ليؤدّي عمليات حسابية سريعة. كان هذا الجهاز عبارة عن كتلة معقّدة من الأسلاك تشغل مساحة نصف ملعب كرة السلة.

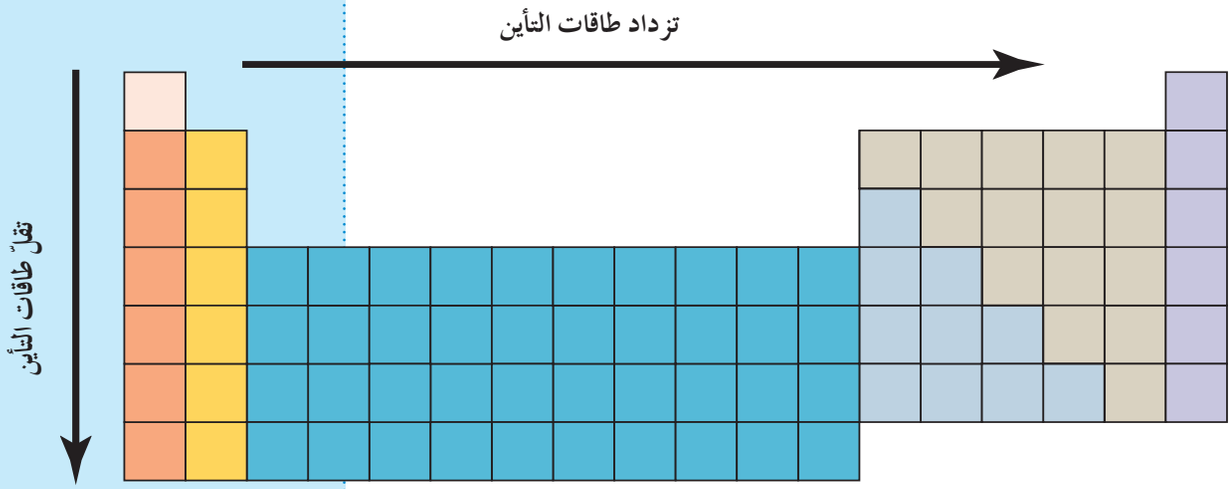
أمّا اليوم، فإنّ المساحة الصغيرة لهذه الآلة الحاسبة، بحجم كفّ اليد، صارت تحوي الآلاف من الأسلاك المعقدة كالتي كانت تحويها تلك الآلة البدائية. فما سرّ هذا التطوّر؟ إنّها تكنولوجيا أشباه الموصّلات.

أشباه الموصّلات عبارة عن عناصر مثل السيليكون Si والجرمانيوم Ge والغاليوم Ga مختلطة بذرّات عناصر أخرى مثل الزرنيخ As والبورون B. أشباه الموصّلات غير مفيدة للغاية بحالتها النقية، ولكن عندما تختلط بذرّات أخرى، تختلف خواصّها بسبب اختلاف حركة الإلكترونات داخلها.

فأصبح بالإمكان استخدام شبه موصّل بحجم النقطة (.) لاستبدال أسلاك بطول 10 cm.

هذا الأمر أحدث ثورة في صناعة الأجهزة الإلكترونية التي أصبحت أصغر حجمًا وذات إمكانيات أكبر وأقلّ كلفة.

وتركّز الأبحاث اليوم على إيجاد طرق لصناعة رقائق شبه موصّلات صغيرة وسريعة الأداء.



Trends in First Ionization Energy

التدرّج في طاقة التأيّن الأولى

شكل (33)

بصفة عامّة، تزداد طاقات التأيّن عبر الدورات وتقلّ نزولًا بالنسبة إلى مجموعات.

3. التدرّج في الميل الإلكتروني

Trends in Electron Affinity

الميل الإلكتروني هو كمّيّة الطاقة المنطلقة عند إضافة إلكترون إلى ذرّة غازية متعادلة لتكوين أيون سالب في الحالة الغازية.

يمكن التعبير عن الميل الإلكتروني بالمعادلة التالية:

$$F_{(g)} + e^- \rightarrow F^-_{(g)} + 328\ kJ/mol$$

انطلاق الطاقة عند إضافة الإلكترون إلى الذرّة يشير إلى حالة أدنى من الطاقة، أي إلى حالة أكثر استقرارًا. يفسّر ذلك ميل بعض الذرّات إلى اكتساب الإلكترونات للوصول إلى حالة طاقة أدنى وثبات أكبر خلال التفاعلات الكيميائية.

الميل الإلكتروني من الخواص التي تتغيّر في الجدول الدوري. معظم العناصر لها ميل إلكتروني سالب.

على الرغم من أنّ الميل الإلكتروني يتغيّر بطريقة عشوائية خلال الجدول الدوري، إلّا أنّه يمكن ملاحظة بعض الاتّجاهات لهذا الميل.

1.3 التدرّج تجاه المجموعة Group Trends

يتناقص الميل الإلكتروني من أعلى إلى أسفل، أي كلّما تزايد العدد الذرّي. يعود ذلك إلى:

- زيادة عدد المستويات الأصلية
- زيادة عدد المستويات المستقرّة
- زيادة عدد الإلكترونات المتنافرة

من الملاحَظ أنّ الميل الإلكتروني لذرّة الفلور أقلّ من الميل الإلكتروني لذرّة الكلور على الرغم من صغر نصف قطر الفلور، وذلك بسبب تأثّر الإلكترون المُضاف بقوّة تنافر مع الإلكترونات التسعة الموجودة أصلًا.

2.3 التدرّج تجاه الدورة Periodic Trends

يتزايد الميل الإلكتروني من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة، أي كلّما تزايد العدد الذرّي. يعود السبب إلى أنّ الحجم الذرّي يقلّ، ممّا يسهّل على النواة جذب الإلكترون المُضاف (الجديد).

يشذ الميل الإلكتروني لكلّ من العناصر $_{10}Ne$ ، $_{7}N$ ، $_{4}Be$ عن التدرّج في عناصر الدورة الثانية.

رقم المجموعة						
2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Be +24	B −23	C −123	N +7	O −142	F −332	Ne +29
		Si −120	P −74	S −200	Cl −348	Ar +35
		Ge −116	As −77	Se −195	Br −324	Kr +39
			Sb −101	Te −190	I −295	Xe +41

جدول (8)

الميل الإلكتروني للعناصر

هل تعلم؟

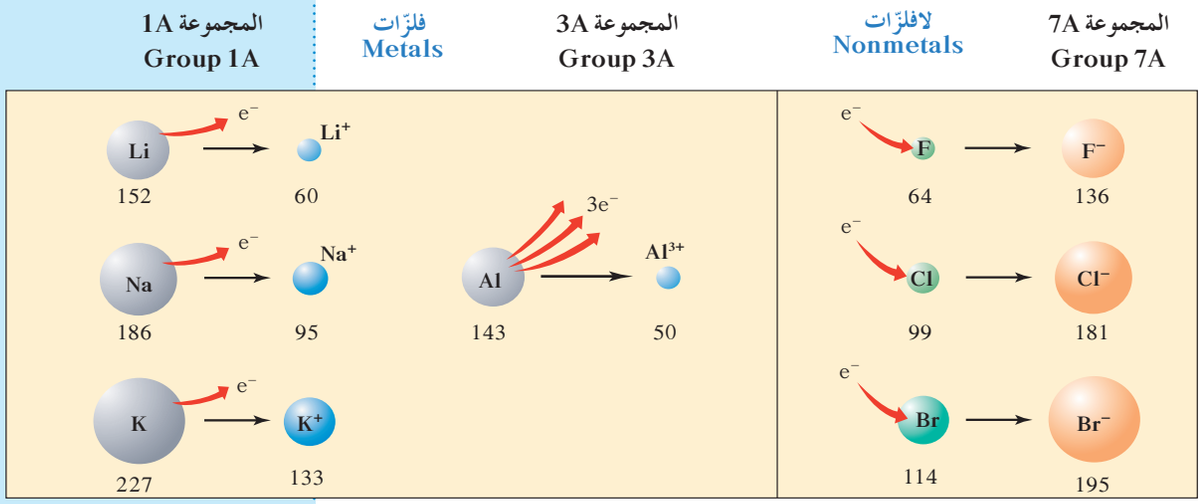
للمجموعة الخامسة عشر (5A) ميل إلكتروني ضعيف، كما أنّ النيتروجين موجب. السبب في ذلك إنّه يحدث ثباتًا نسبيًّا، ولأنّ تحت مستوياتها نصف ممتلئة.

4. التدرّج في الحجم الأيوني Trends in Ionic Size

ذرّات العناصر الفلزّية لها طاقات تأيّن منخفضة، وهي تكوّن أيونات موجبة بسهولة. وعلى النقيض من ذلك، فإنّ ذرّات عناصر اللافلزّات لها طاقات تأين عالية. دعنا نوضّح الآن كيف يؤثّر فقد أو اكتساب إلكترونات على حجم الأيون المتكوّن.

1.4 التدرّج تجاه المجموعة Group Trends

تكون الأيونات الموجبة (الكاتيونات) دائمًا أصغر حجمًا من الذرّات المتعادلة التي تتكوّن منها، وذلك بسبب فقدان إلكترونات من الغلاف الخارجي للذرّة ما ينتج عنه زيادة الجذب بواسطة النواة للإلكترونات المتبقّية. وكما ترى في (الشكل 34)، يساوي نصف قطر ذرّة الصوديوم Na 186 pm، حوالى ضعف نصف قطر كاتيون الصوديوم Na^+ 95 pm. ونصف قطر كاتيون الألمنيوم Al^{3+} يساوي فقط $\frac{1}{3}$ نصف قطر ذرّة الألمنيوم. على النقيض من ذلك، نجد أنّ الأيونات السالبة (الأنيونات) تكون دائمًا أكبر حجمًا من الذرّات المتعادلة المتكوّنة منها، وذلك لأنّ قوّة جذب شحنة النواة الفعّالة تصبح أقلّ لزيادة عدد الإلكترونات. ويساوي نصف قطر أنيون الكلوريد Cl^- 181 pm حوالى ضعف نصف قطر ذرّة الكلور Cl 99 pm. ويوضّح الشكل (34) التدرّج في أنصاف الأقطار الذرّية، وأيضًا التدرّج في الحجم الأيوني تجاه المجموعة لبعض عناصر المجموعات 1A، 3A و7A.



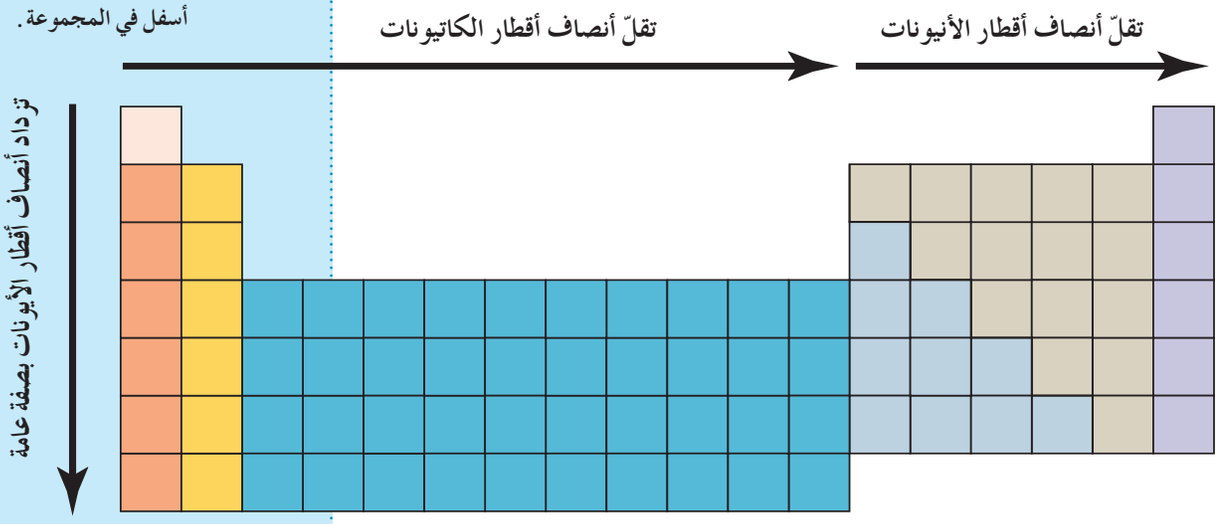
شكل 34
تُقدّر الأحجام النسبية (أنصاف الأقطار) للذرّات والأيونات لبعض الفلزّات واللافلزّات بوحدات البيكومتر.

2.4 التدرّج تجاه الدورة Periodic Trends

يوضّح الشكل (35) العلاقة الدورية لأنصاف أقطار العناصر، حيث **يحدث نقص تدريجي لحجم الأيونات الموجبة كلّما اتّجهنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة.**
بدءًا بالمجموعة 5A، حيث توجد الأيونات السالبة الأكبر بكمّية أكبر من الأيونات الموجبة، نلاحظ أيضًا نقصًا تدريجيًّا في الحجم كلّما تحرّكنا إلى اليمين عبر الدورة. تتزايد أنصاف أقطار الأنيونات والكاتيونات كلّما اتّجهنا إلى أسفل في كلّ مجموعة.

يوضّح التدرّج، (شكل 35)، الحجم الأيوني في كلّ من المجموعات والدورات. ما نتيجة مقارنة نصف القطر الأيوني للصوديوم ونصف القطر الأيوني للسيزيوم؟ وما نتيجة مقارنة نصف القطر الأيوني للبورون ونصف القطر الأيوني للفلور؟

شكل (35)
تتناقص أنصاف أقطار الكاتيونات والأنيونات كلّما تحرّكنا عبر الدورة، وتزداد كلّما اتّجهنا إلى أسفل في المجموعة.



Trends in Ionic Radius
التدرّج في أنصاف أقطار الأيونات

قارن بين الترتيبات الإلكترونية لكل من: أنيون الفلوريد F^- وكاتيون الصوديوم Na^+ وذرة النيون $_{10}Ne$ (المتشابهات الإلكترونية).

5. التدرّج في السالبية الكهربائية

Trends in Electronegativity

تُعرّف السالبية الكهربائية Electronegativity لعنصر ما بأنّها ميل ذرّات العنصر لجذب الإلكترونات، عندما تكون مرتبطة كيميائيًّا بذرّات عنصر آخر. تمّ حساب السالبية الكهربائية للعناصر والتعبير عنها بوحدات مطلقة بمقياس باولنج للسالبية الكهربائية. وتمّ الوصول إلى هذا المقياس العددي على أساس عدد من العوامل تتضمّن طاقات التأيّن للعناصر.

يوضّح الجدول (9) مقاييس السالبية الكهربائية لبعض العناصر المختارة والمرتّبة تبعًا لوضعها في الجدول الدوري. لاحظ أنّه تمّ حذف الغازات النبيلة في هذا الجدول، لأنّها لا تكوّن عددًا كبيرًا من المركّبات. وباستثناء الغازات النبيلة، يحدّد السالبية الكهربائية بوحدات باولنج.

وكما ترى في الجدول (9) **تتناقص السالبية الكهربائية بصفة عامة كلّما اتّجهنا إلى أسفل في المجموعة.**

وتتزايد السالبية الكهربائية للعناصر المثالية كلّما تحرّكنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة. والعناصر الفلزّية التي تقع أقصى يسار الجدول الدوري لها سالبية كهربائية منخفضة. وخلافًا لذلك، فإنّ العناصر اللافلزّية التي تقع أقصى يمين الجدول الدوري (باستبعاد الغازات النبيلة) لها سالبية كهربائية عالية. إنّ التدرّج في الخواصّ الكيميائية بين العناصر الانتقالية غير منتظم للغاية، ولذلك لم يتضمّن الجدول أعداد هذه العناصر.

العناصر الأقلّ سالبية كهربائية موجودة في الجزء الأيسر السفلي، وعنصر السيزيوم هو أقلّ العناصر سالبية كهربائية (0.7). أمّا العناصر الأكثر سالبية كهربائية موضوعة في الجزء الأيمن العلوي، وعنصر الفلور هو أكثر العناصر سالبية كهربائية (4). ولأنّ الفلور له مثل هذا الميل القوي لجذب الإلكترونات، فعندما يرتبط كيميائيًّا بأيّ عنصر آخر، يجذب الإلكترونات المشاركة في الرابطة الكيميائية ويشكل أنيونًا. وخلافًا لذلك، إنّ عنصر السيزيوم له أقلّ ميل لجذب الإلكترونات، لذلك يفقد إلكترونًا ويشكّل كاتيونًا.

علاقة الكيمياء بعلم الموسيقى

ثمانيات نيولاندز

كانت محاولة مندليف لإصدار جدوله الدوري الأوّل في عام 1869 بعيدة عن المحاولة الأولى لتنظيم العناصر تبعًا لخواصّها. ففي عام 1863، رتّب جون نيولاندز Newlands (1838 – 1898)، وهو كيميائي إنجليزي الأصل، على مقياس العناصر بحسب الزيادة في الكتل الذرّية. ولاحظ أنّ خواصّ العناصر تتكرّر عندما تترتّب العناصر بزيادة الكتلة الذرّية في مجموعات، بحيث يتكوّن كلّ منها من ثمانية عناصر. على سبيل المثال، إنّ الخواصّ الكيميائية لكلّ من الليثيوم والصوديوم متشابهة للغاية. وقد أطلق نيولاندز على هذا الترتيب قانون الثمانيات للتوافق بينه وبين السلّم الموسيقي الذي يتكرّر بعد النغمة الثامنة. على الرغم من أنّ قانون الثمانيات فشل للعناصر التي تأتي بعد عنصر الكالسيوم، إلّا أنّ العمل والبحث اللذين قام بهما نيولاندز كانا خطوة في الاتّجاه الصحيح والسليم لتقسيم العناصر.

H 2.1						
Li 1.0	**Be** 1.5	**B** 2.0	**C** 2.5	**N** 3.0	**O** 3.5	**F** 4.0
Na 0.9	**Mg** 1.2	**Al** 1.6	**Si** 1.8	**P** 2.1	**S** 2.5	**Cl** 3.0
K 0.8	**Ca** 1.0	**Ga** 1.6	**Ge** 1.8	**As** 2.0	**Se** 2.4	**Br** 2.8
Rb 0.8	**Sr** 1.0	**In** 1.7	**Sn** 1.8	**Sb** 1.9	**Te** 2.1	**I** 2.5
Cs 0.7	**Ba** 0.9	**Tl** 1.8	**Pb** 1.9	**Bi** 1.9		

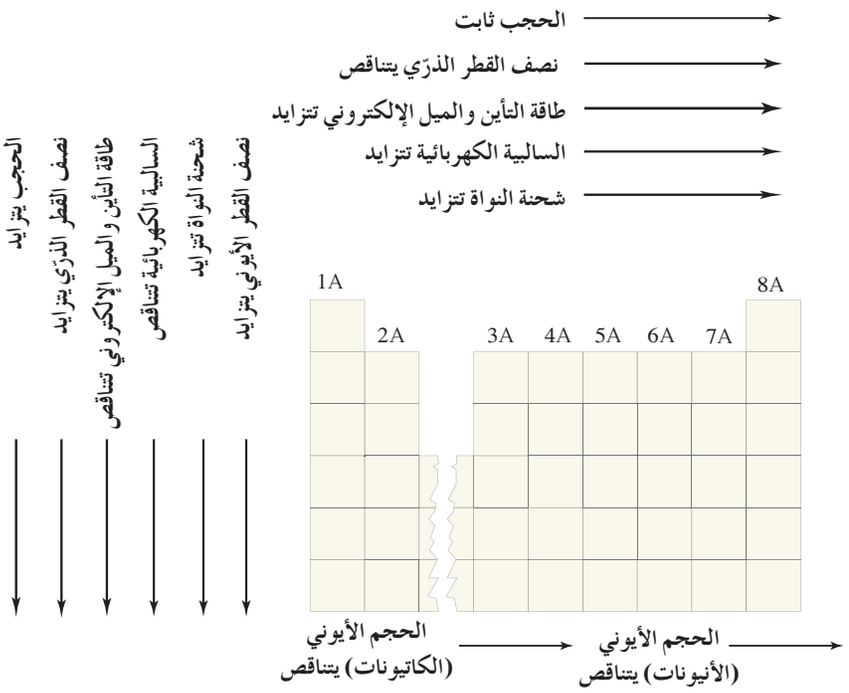
جدول (9)

قيم السالبية الكهربائية لذرّات بعض العناصر المختارة

6. ملخّص الميول الدورية Summary of Periodic Trends

لقد استعرضنا الآن عددًا من الميول الدورية الموجودة بين العناصر ، ولاحظنا أنّ العديد من صفات العناصر تتغيّر بنمط منتظم تقريبًا أثناء تقدّمنا من اليسار إلى اليمين، أو من الأعلى إلى الأسفل ضمن المجموعة الواحدة من الجدول الدوري. ويمكن تفسير هذه التغيّرات مباشرة بالتغيّرات في التركيب الذرّي للعناصر. ويلخّص الشكل (36) التدرّج في أنصاف الأقطار وطاقة التأيّن والحجم الأيوني والميل الإلكتروني والسالبية الكهربائية. ما الخاصّية الوحيدة التي تظهر نقصًا في التدرّج كلّما تحرّكنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة؟

استعن بالدرس العملي الثاني 2–2 لاستنتاج التدرج في خواص أيونات الهاليدات.



شكل (36)
تختلف الميول الدورية من اليسار إلى اليمين أو من الأعلى إلى الأسفل ضمن المجموعة الواحدة من الجدول الدوري. وتشمل الخواصّ التي تُبدي هذه الميول نصف القطر الذرّي والحجم الأيوني، وطاقة التأيّن وشحنة النواة، وتأثير الحجب والسالبية الكهربائية للعناصر.

مراجعة الدرس 2-3

1. أيّ من الخواصّ التالية يكون مقدارها أكبر بالنسبة إلى الليثيوم ($_{3}Li$) إذا ما قورن بالبوتاسيوم ($_{19}K$)؟
   (أ) طاقة التأيّن الأولى
   (ب) نصف القطر الذرّي
   (جـ) السالبية الكهربائية
   (د) نصف القطر الأيوني
2. رتّب العناصر التالية بحسب النقص في الحجم الذرّي:
   الكبريت ($_{16}S$)، والكلور ($_{17}Cl$)، والألمنيوم ($_{13}Al$)، والصوديوم ($_{11}Na$). هل الترتيب الذي قمت به يوضّح التدرّج في الخواصّ تجاه الدورة أم تجاه المجموعة؟
3. كيف يمكن مقارنة نصف القطر الأيوني بنصف قطر الذرّة المتعادلة المتكوّن منها؟
4. أيّ عنصر في كلّ زوج من العناصر التالية يكون له طاقة تأيّن أكبر؟
   (أ) صوديوم ($_{11}Na$) وبوتاسيوم ($_{19}K$)
   (ب) مغنيسيوم ($_{12}Mg$) وفوسفور ($_{15}P$)

مراجعة الوحدة الأولى

المصطلحات العلمية

أشباه الفلزّات	Metalloids	الفلزّات الانتقالية الداخلية	Inner transition metals
الأفلاك الذرّية	Atomic orbitals	الفلزّات القلويّة	Alkali metals
الترتيبات الإلكترونية	Electron Configurations	قاعدة هوند	Hund's rule
الجدول الدوري	Periodic table	القانون الدوري	Periodic law
الدورات	Periods	كوانتم (كمّ)	Quantum
السالبية الكهربائية	Electronegativity	اللافلزّات	Nonmetals
السحابة الإلكترونية	Electron cloud	الميول الدورية	Periodic Trends
طاقة التأيّن	Ionization energy	مبدأ أوفباو	Aufbau's principle
العناصر المثالية	Representative elements	مبدأ باولي للاستبعاد	Pauli's exclusion principle
الغازات النبيلة	Noble gases	مجموعة	Group
الفلزّات	Metals	مستوى الطاقة	Energy level
الفلزّات القلويّة الأرضية	Alkaline earth metals	نصف القطر الذرّي	Atomic radius
الفلزّات الانتقالية	Transition metals	الهالوجينات	Halogens

ملخص لمفاهيم الأجزاء التي جاءت في الوحدة

(1 – 1) تطوّر النماذج الذرّية

- صوّر رذرفورد الذرّة بأنّها نواة كثيفة تحيط بها الإلكترونات.
- أوضح نموذج بور للذرّة أنّ الإلكترونات تتحرّك حول النواة في مسارات دائرية محدّدة حول نواة كثيفة موجبة الشحنة.
- طاقات الإلكترونات في الذرّة مخزَّنة تبعًا للنموذج الميكانيكي الذرّي للذرّة.
- تتوقّع النظرية الحديثة باحتمالية وجود الإلكترون في ضوء سحابة من الشحنة السالبة، فالفلك الذرّي أو المناطق التي يفضّلها الإلكترون للتواجد فيها يمكن حسابها من خلال علاقات رياضية.

(1 – 2) ترتيب الإلكترونات في الذرّات

- الطريقة التي تترتّب بها الإلكترونات حول النواة تُسمّى بالترتيبات الإلكترونية.
- تكتب الترتيبات الإلكترونية الصحيحة باستخدام مبدأ أوفباو ومبدأ باولي للاستبعاد وقاعدة هوند.

(2 – 1) تطوّر الجدول الدوري

- تترتّب العناصر في الجدول الدوري في مجموعات ودورات بحسب الزيادة في العدد الذرّي.
- تقع العناصر التي لها خواصّ كيميائية متشابهة في المجموعة نفسها.
- تصنّف العناصر في الجدول الدوري كفلزّات ولافلزّات وأشباه الفلزّات.

(2 – 2) تقسيم العناصر

- العناصر المتشابهة في الخواصّ متشابهة أيضًا في الترتيبات الإلكترونية وأعضاء للمجموعة نفسها في الجدول الدوري.
- تحت مستويات الطاقة الـ s وp لذرّات عناصر الغازات النبيلة تكون ممتلئة بالإلكترونات.
- تحت مستويات الطاقة الـ s وp للعناصر الممثلة تكون ممتلئة جزئيًّا فقط.
- تحت مستوى الطاقة d القريب من تحت مستويات الطاقة s للفلزّات الانتقالية يحتوي على إلكترونات.
- تحت مستوى الطاقة f القريب من تحت مستويات الطاقة s للفلزّات الانتقالية الداخلية يحتوي على إلكترونات.

(2 – 3) الميول الدورية

- التغيّر المنتظم في الترتيب الإلكتروني للعناصر يسبّب تغيّرات تدريجية في كلّ من الخواصّ الفيزيائية والكيميائية للعناصر في نطاق المجموعة والدورة في الجدول الدوري.
- بصفة عامّة، تتناقص أنصاف الأقطار الذرّية من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وذلك بسبب الزيادة في شحنة النواة، في حين أنّ عدد الإلكترونات في تحت مستويات الطاقة الداخلية ثابت. وعلى ذلك، تظلّ درجة الحجب ثابتة أيضًا.
- طاقة التأيّن وهي الطاقة اللازمة لإزالة إلكترون واحد من الذرّة تزداد، بصفة عامّة، كلّما تحرّكنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتقلّ كلّما اتّجهنا إلى أسفل في المجموعة.
- بصفة عامّة، تزداد أنصاف الأقطار الذرّية، خلال المجموعة لأنّ الإلكترونات الخارجية تكون أبعد عن النواة كلّما اتّجهنا إلى أسفل المجموعة، ولا تستطيع قوّة التجاذب، بتأثير شحنة النواة المتزايدة، أن تتغلّب على تأثير كبر المسافة. هذا يعني أنّ تأثير زيادة المسافة من النواة يعارض تأثير شحنة النواة المتزايدة وعدم قدرتها على جذب الإلكترونات الخارجية، ما ينتج عنه زيادة أنصاف الأقطار الذرّية.
- تتناقص أنصاف أقطار الكاتيونات والأنيونات كلّما اتّجهنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتزداد كلّما اتّجهنا إلى أسفل في المجموعة.
- السالبية الكهربائية هي مقياس قدرة الذرّة المرتبطة لجذب إلكترونات الرابطة نحوها، وهي تزداد بصفة عامّة كلّما تحرّكنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتقلّ كلّما اتّجهنا إلى أسفل في المجموعة.

خريطة مفاهيم الوحدة

استخدم المفاهيم الموضّحة في الشكل الآتي لرسم خريطة تنظّم الأفكار الرئيسية التي جاءت في الوحدة.

تحقق من فهمك

1. ما الجسيمات المكوِّنة للذرّة التي شملها طومسون في نموذجه؟
2. كيف استطاع بور الردّ على الاعتراض بأنّ الإلكترون الذي يسير في مدار دائري يمكن أن يشعّ طاقة ويسقط النواة؟
3. صف نموذج رذرفورد للذرّة مع مقارنته بالنموذج الذي اقترحه تلميذه نيلز بور؟
4. ما أهمّية الخطّ الوهمي الذي يمثّل حدود السحابة الإلكترونية؟
5. ما الفلك الذرّي؟
6. ارسم رسمًا تخطيطيًّا لأشكال الأفلاك 1s ، 2s ، 2p مستخدمًا مقياس الرسم نفسه لكلّ واحد منها.
7. كم عدد الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة للذرّات التالية:

(أ) الباريوم ($_{56}$Ba) **(ب)** الصوديوم ($_{11}$Na)

(جـ) الألمنيوم ($_{13}$Al) **(د)** الأكسجين ($_{8}$O)

8. ما القواعد الثلاث التي تنظّم ملء الأفلاك الذرّية بالإلكترونات؟
9. اكتب الترتيبات الإلكترونية للعناصر التي لها الأعداد الذرّية التالية:

(أ) 15 **(ب)** 12 **(جـ)** 9 **(د)** 18

10. ما المقصود بـ $3p^3$؟
11. أيّ من تسميات تحت المستويات التالية غير صحيح؟

(أ) 4s **(ب)** 3f **(جـ)** 2d **(د)** 3d

12. ما أقصى عدد من الإلكترونات التي يمكن أن تشغل في تحت مستويات الطاقة التالية؟

(أ) 2s **(ب)** 3p **(جـ)** 4s **(د)** 3d

(هـ) 4p **(و)** 5s **(ز)** 4f **(حـ)** 5p

13. كم عدد الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الثاني لذرّة كلّ عنصر من العناصر التالية؟

(أ) الكلور ($_{17}$Cl) **(ب)** الفوسفور ($_{15}$P) **(جـ)** البوتاسيوم ($_{19}$K)

14. اكتب الترتيبات الإلكترونية لذرّات العناصر التالية:

(أ) السلينيوم ($_{34}$Se) **(ب)** الفانديوم ($_{23}$V)

(جـ) النيكل ($_{28}$Ni) **(د)** الكالسيوم ($_{20}$Ca)

15. ابحث عن كلمة «دوري» في القاموس، واقترح سببًا لتسمية الجدول الدوري بهذا الاسم.
16. اكتب رمز كلّ من العناصر التالية:

(أ) أيّ عنصر لافلزّي في المجموعة 4A.

(ب) فلزّ انتقالي داخلي له أصغر عدد ذرّي.

(جـ) جميع عناصر اللافلزّات التي لها عدد ذرّي مساوٍ لمضاعفات الرقم (5).

(د) عنصران يتواجدان في الحالة السائلة على درجة حرارة الغرفة.

(هـ) أيّ فلزّ في المجموعة 5A.

17. الى اي مجموعة تنتمي كل من: الغازات النبيلة ، العناصر المثاليّة ، العناصر الانتقالية الداخلية؟
18. أيّ من العناصر التالية عناصر المثاليّة: $_{11}$Na ، $_{12}$Mg ، $_{26}$Fe ، $_{28}$Ni ، $_{17}$Cl .

19. اكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية:
(أ) غاز نبيل في الدورة رقم 3.
(ب) عنصر في المجموعة 4A والدورة رقم 4.
(جـ) عنصر في المجموعة 2A والدورة رقم 6.
20. اشرح كيف أنّ الترتيب الإلكتروني الخارجي للعنصر يرتبط بموقعه في الجدول الدوري.
21. استخدم الجدول الدوري ص 38–39 لكتابة الترتيب الإلكتروني للذرّات التالية:
(أ) الفلور ($_{9}F$) **(ب)** الخارصين ($_{30}Zn$) **(جـ)** الألمنيوم ($_{13}Al$) **(د)** القصدير ($_{50}Sn$)
(هـ) الكربون ($_{6}C$) **(و)** المغنيسيوم ($_{12}Mg$) **(ز)** الزرنيخ ($_{33}As$)
22. استخدم الجدول الدوري ص 38–39 واكتب رموز جميع العناصر التي لها الترتيبات الإلكترونية الخارجية التالية؟
(أ) s^1 **(ب)** s^2p^4 **(جـ)** s^2d^{10}
23. فسّر سبب أنّ نصف القطر الذرّي للفلور ($_{9}F$) أصغر من كلّ من الأكسجين ($_{8}O$) والكلور ($_{17}Cl$).
24. وضّح أيّ عنصر في كلّ زوج من العناصر التالية له نصف قطر ذرّي أكبر:
(أ) الصوديوم ($_{11}Na$)، الليثيوم ($_{3}Li$) **(ب)** الإسترانشيوم ($_{38}Sr$)، المغنيسيوم ($_{12}Mg$)
(جـ) الكربون ($_{6}C$)، الجرمانيوم ($_{32}Ge$) **(د)** السلينيوم ($_{34}Se$)، الأكسجين ($_{8}O$)
25. فرّق بين طاقة التأيّن الأولى وطاقة التأيّن الثانية للذرّة.
26. وضّح أيّ عنصر في كلّ زوج من العناصر التالية له قيمة طاقة تأيّن أكبر:
(أ) الليثيوم ($_{3}Li$)، البورون ($_{5}B$) **(ب)** المغنيسيوم ($_{12}Mg$)، الإسترانشيوم ($_{38}Sr$)
27. أيّ منها تتوقّع أن يكون لها طاقة تأيّن أكبر: الفلزّات أم اللافلزّات؟ ولماذا؟
28. رتّب العناصر التالية بحسب الزيادة في طاقة التأيّن:
(أ) $_{38}Sr$ ، $_{12}Mg$ ، $_{4}Be$ **(ب)** $_{56}Ba$ ، $_{55}Cs$ ، $_{83}Bi$ **(جـ)** $_{16}S$ ، $_{13}Al$ ، $_{11}Na$
29. فسر الزيادة الكبيرة بين طاقة التأيّن الأولى وطاقة التأيّن الثانية للفلزّات القلويّة؟
30. ما الجسيم الذي له نصف قطر أكبر في كلّ زوج (أيون/ذرّة) ممّا يلي؟
(أ) $_{11}Na$ ، Na^+ **(ب)** $_{16}S$ ، S^{2-} **(جـ)** $_{53}I$ ، I^- **(د)** $_{13}Al$ ، Al^{3+}
31. كيف يمكن مقارنة نصف قطر ذرّة فلزّ ونصف قطر أيونه؟
32. فسّر عدم تواجد الغازات النبيلة في (جدول 9) ص 53.
33. أيّ من العناصر التالية لها قيمة أكبر للسالبية الكهربائية؟
(أ) $_{9}F$ ، $_{17}Cl$ **(ب)** $_{7}N$ ، $_{6}C$ **(جـ)** $_{10}Ne$ ، $_{12}Mg$ **(د)** $_{20}Ca$ ، $_{33}As$

اختبر مهاراتك

1. اكتب رمز ذرّات العناصر التي لها الترتيبات الإلكترونية التالية:
(أ) $1s^22s^22p^63s^23p^6$
(ب) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^24d^7$
(جـ) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^24d^{10}5p^66s^2$
2. اكتب الترتيب الإلكتروني لذرّة الزرنيخ ($_{33}As$). احسب العدد الكلّي للإلكترونات في كلّ مستوى طاقة، واذكر أيًّا من مستويات الطاقة يكون غير مكتمل.

3. كم عدد الإلكترونات المزدوجة المتواجدة في ذرّة كلّ من العناصر التالية؟
(أ) الهيليوم ($_2$He) **(ب)** البورون ($_5$B) **(جـ)** الصوديوم ($_{11}$Na) **(جـ)** الأكسجين ($_8$O)

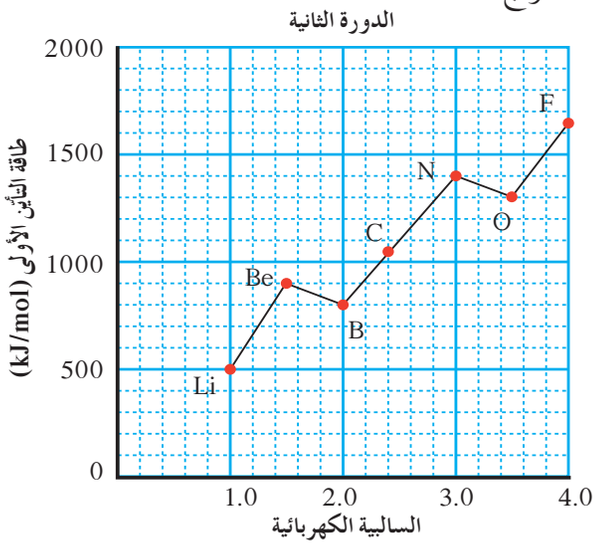
4. تحوي ذرّة عنصر إلكترونين في مستوى الطاقة الأوّل وخمسة إلكترونات في مستوى الطاقة الثاني. اكتب الترتيب الإلكتروني لهذه الذرّة واستنتج اسم العنصر. كم عدد الإلكترونات غير المزدوجة المتواجدة في ذرّة هذا العنصر؟

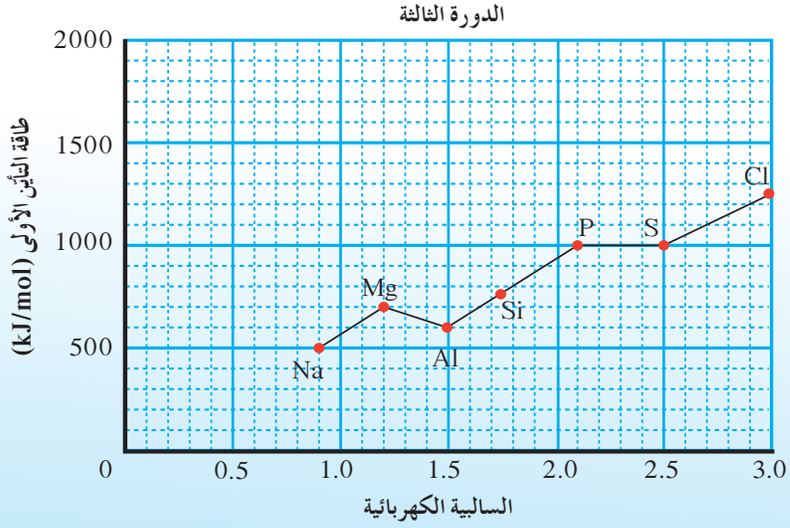
5. اكتب رمز واسم العناصر التي لها الترتيبات الإلكترونية التالية:
(أ) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ **(ب)** $1s^2 2s^2 2p^3$ **(جـ)** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ **(د)** $1s^2 2s^2 2p^4$
(هـ) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ **(و)** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

6. يحتوي كلّ من أيونات Mg^{2+} وNa^+ على عشرة إلكترونات تحيط بنواة كلّ منهما. أيّ من الأيونين تتوقّع أن يكون له نصف قطر أصغر؟ ولماذا؟

7. فسّر لماذا يحتاج الخارصين إلى طاقة أكبر لنزع إلكترون من الغلاف الفرعي 4s بالمقارنة مع الكالسيوم ($_{20}$Ca).

8. توضّح الرسوم البيانية التالية العلاقة بين السالبية الكهربائية وطاقات التأيّن الأولى لعناصر الدورة الثانية والدورة الثالثة.
(أ) اذكر الاتّجاه العامّ للتدرّج بين السالبية الكهربائية وطاقات التأيّن الأولى في كلّ دورة.
(ب) اقترح تفسيرًا لهذا التدرّج.





9. اكتب الترتيب الإلكتروني للعنصر الموجود في كلّ موقع من المواقع التالية في الجدول الدوري.

(أ) المجموعة 1A – الدورة الرابعة **(ب)** المجموعة 3A – الدورة الثالثة

(جـ) المجموعة 6A – الدورة الثالثة **(د)** المجموعة 2A – الدورة السادسة

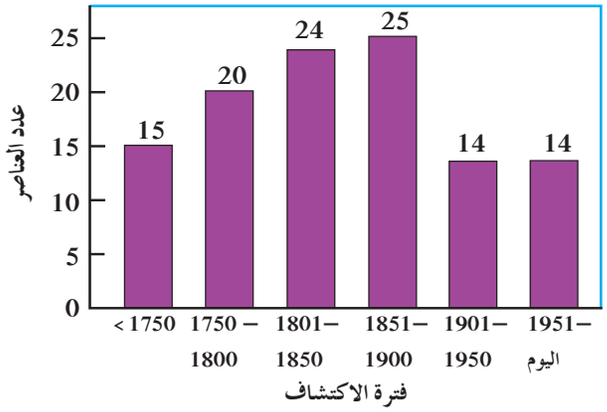
10. وضّح الأيون الذي يكون حجمه أكبر في كلّ زوج من الأزواج التالية:

(أ) Mg^{2+} ، Ca^{2+} **(ب)** P^{3-} ، Cl^{-} **(جـ)** Cu^{2+} ، Cu^{+}

11. هل تعتقد أنّ هناك عناصر لم تُكتشف بعد؟ فسّر إجابتك.

12. هناك قفزة كبيرة بين طاقة التأيّن الثانية وطاقة التأيّن الثالثة للمغنيسيوم، في حين تكون هذه القفزة الكبيرة في حالة الألمنيوم بين طاقة التأيّن الثالثة وطاقة التأيّن الرابعة. اشرح الفقرة السابقة.

13. يوضّح الرسم البياني التالي عدد العناصر التي تمّ اكتشافها قبل عام 1750، وبعد ذلك التاريخ على فترات زمنية تقدّر كلّ منها بخمسين عامًا.



(أ) في أيّ فترة زمنية من فترات الخمسين عامًا تمّ اكتشاف معظم العناصر؟

(ب) كيف ساهم الجهد الذي بذله مندليف في اكتشاف عدد كبير من العناصر؟

(جـ) ما الخواصّ المشتركة للعناصر التي اكتشفت منذ عام 1950؟

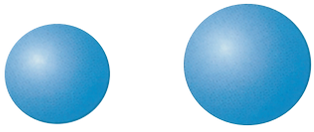
14. الذرّات والأيونات التي لها العدد نفسه من الإلكترونات تُسمّى بالمتشابهات الإلكترونية.

(أ) اذكر اسمًا لكاتيون وآخر لأنيون متشابهين إلكترونيًّا مع الكربتون ($_{36}Kr$).

(ب) هل من الممكن أن يتشابه كاتيون إلكترونيًّا (يتساوى في عدد الإلكترونات) مع أنيون موجود في الدورة نفسها؟ اشرح إجابتك.

15. العدد الكلّي للإلكترونات في الأيونات التالية: Sc^{3+} ، Ca^{2+} ، K^{+} ، Cl^{-} ، S^{2-} هو عدد الإلكترونات نفسه في الغاز النبيل الأرجون ($_{18}Ar$). ما الذي تتوقّعه بالنسبة إلى اختلاف أنصاف أقطار تلك الأيونات؟ هل تتوقّع أن ترى الاختلافات نفسها بالنسبة إلى سلسلة الأيونات التالية: O^{2-} ، F^{-} ، Al^{3+} ، Mg^{2+} ، Na^{+} والتي يكون فيها العدد الكلّي للإلكترونات مساويًا لعدد الإلكترونات في الغاز النبيل النيون ($_{10}Ne$)؟ فسّر إجابتك سواء أكانت بالنفي أم بالإيجاب.

16. استعن بمرجع الكيمياء وصمّم جدولًا لعناصر المجموعة 2A على أن يتضمّن كثافتها وكتلتها الذرّية والصيغ الكيميائية لكلوريداتها وأكاسيدها وطاقات تأيّنها الأولى. هل يمكن أن تفسّر وضع هذه العناصر في مجموعة واحدة على أساس البيانات التي قمت بتجميعها في جدولك؟
17. استخدم قضيبين مغناطيسيين لعمل نموذج وشرح مبدأ بولي للاستبعاد. قارن الشروط اللازمة لتقريب القضيبين المغناطيسيين مع بعضهما بحيث يظلّان على اتّصال (دون تنافر) مع الحركة المغزلية للإلكترونات المطلوبة لملء الفلك الذرّي.
18. صمّم جدولًا تصف فيه خواصّ الفلزّات وأشباه الفلزّات واللافلزّات والغازات النبيلة. استخدم هذا الجدول للتعرّف إلى عدّة عناصر مجهولة يعطيك المعلّم صفاتها، وعليك أن تحدّد ما إذا كانت فلزًّا أو شبه فلزّ أو لافلزّ أو غازًا نبيلًا.
19. على الرغم من أنّ العنصر 117 (العدد الذرّي = 117) لم يكتشف بصورة رسمية، إلّا أنّ له مكانًا شاغرًا خاصًّا به في الجدول الدوري. توقّع بعض خواصّ العنصر 117.
20. اطلب إلى المعلّم أن يعطيك قطعة من الورق مكتوبًا عليها طاقات التأيّن والسالبية الكهربائية لأحد العناصر. وفي ضوء الميول الدورية لهذه الخواصّ حاول أن تحدّد هذا العنصر.
21. إحدى الكرات الموضّحة في الشكل التالي تمثّل ذرّة عنصر ما، والأخرى تمثّل أنيون العنصر نفسه. أيّ من هذه الكرات تمثّل الأنيون وأيّ منها تمثّل الذرّة؟ اشرح ما تقول. ماذا يكون الوضع عندما تمثّل إحدى الكرات كاتيونًا والأخرى ذرّة للعنصر نفسه؟



22. انقل الجدول التالي في كرّاستك وأكمل بياناته:

الخاصّية	التدرّج تجاه الدورة	التدرّج تجاه المجموعة	التفسير
الحجم الذرّي			
الحجم الأيوني			
طاقة التأيّن			
الميل الإلكتروني			
السالبية الكهربائية			

23. تخيّل أنّك تعيش في كون يختلف عن هذا الذي تعيش فيه، حيث تختلف فيه جميع العناصر عن العناصر الموجودة على الأرض، ولكنّها تخضع للميول الدورية نفسها في الخواصّ التي تخضع لها العناصر الموجودة على سطح الأرض، وقمت سريعًا بتجميع البيانات التالية. بناء على تلك البيانات، رتّب العناصر في جدول دوري من تصميمك، وتأكّد من تفسير اختياراتك في الترتيب.

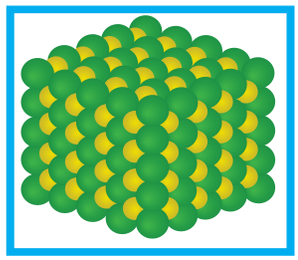
رمز العنصر	العدد الذرّي	نصف القطر الذرّي (بيكومتر)
π	4	142
*	8	158
ϖ	3	164
α	2	176
β	7	179
γ	1	195
•	6	189
□	5	208

مشاريع الوحدة

1. اكتب خطابًا لصديقك الذي سألك أن تشرح له كيف تملأ الذرّات تحت مستويات طاقتها الإلكترونية. تأكّد من أنّ شرحك يتضمّن مبدأ أوفباو ومبدأ بولي للاستبعاد وقاعدة هوند. بعد قراءة صديقك لخطابك، يجب أن يكون قادرًا على كتابة الترتيبات الإلكترونية.
2. النيون ($_{10}Ne$) ليس هو الغاز الوحيد الذي يُستخدم داخل أنابيب الإعلانات. قم بالبحث عن الغازات المختلفة التي يمكن أن تُستخدم في هذا النوع من الإعلانات والألوان الناتجة بواسطة جزيئات الغاز المثارة، وقم بالبحث أيضًا عن الشروط اللازمة للقوى الكهربائية وطول العمر لهذه الأنابيب. اعرض نتائج بحثك في تقرير مكوّن من صفحة واحدة.
3. قم بالبحث وجمع معلومات عن عناصر أشباه الفلزّات، واكتب تقريرًا عن نتائج بحثك متضمّنًا إجابات عن أسئلة مثل: ما الصفات التي تشترك فيها أشباه الفلزّات مع الفلزّات؟ واللافلزّات؟ ما بعض الاستخدامات الحديثة لتلك العناصر؟
4. الغازات النبيلة كانت في الأصل تسمّى بالغازات الخاملة لأنّها كانت معروفة بأنّها لا تتفاعل مع الموادّ الكيميائية الأخرى. قم بإعداد تقرير تصف فيه الخطوات التي اتّخذها العلماء لاكتشاف إمكانية تفاعل هذه العناصر مع غيرها. يجب أن يتضمّن أيضًا تقريرك الغازات النبيلة التي ما زال يعرف عنها بأنّها لا تدخل في أي من التفاعلات الكيميائية.
5. تتفاعل الفلزّات القلويّة بشدّة كبيرة مع الماء، كما أنّها تفقد لمعانها عند تعرّضها للهواء. قم بإعداد نشرة كتابية عن الفلزّات القلويّة لزملائك في الفصل موضّحًا فيها الإجابات عن الأسئلة التالية: كيف تحفظ هذه الموادّ، وكيف يتمّ شحنها (نقلها) من مكان إلى آخر؟ هل تحتاج الشركات الناقلة لتلك الموادّ إلى معلومات إرشادية خاصّة بشحنها؟ افترض أنّ لديك عيّنة نقية صغيرة لإحدى هذه الفلزّات وتريد نقلها من مكان إلى آخر، فكيف يمكنك تغليفها (حفظها) لمنعها من التعرّض للهواء أو للماء؟

الوحدة الثانية

الروابط الكيميائية (الأيونية والتساهمية والتناسقية)
Chemical Bonding
(Ionic , covalent and coordinate)



كلّ شيء في الكون يسعى لأن يكون في أقلّ مستوى من الطاقة. فطاقة المركّب تكون أقلّ من مجموع طاقات العناصر المكوّنة له غالبًا، لذلك تميل ذرّات العناصر لأن ترتبط ببعضها لتكوين المركّبات. تتكوّن الموادّ من ذرّات مرتبطة ببعضها بقوى تجاذب تُعرف بالروابط الكيميائيّة التي يعتمد نوعها وقوّتها على الترتيب الإلكتروني للذرّات المكوّنة للرابطة. في هذه الوحدة ستتعرّف أنواع الروابط الكيميائية، وعلاقتها بالترتيب الإلكتروني للذرّات وبعض الصفات الفيزيائية للروابط وعلاقتها بالصفات الفيزيائية والكيميائية للموادّ المختلفة.

لماذا تتّحد العناصر في تكوين المركّبات؟ كيف ترتبط الذرّات والجزيئات في الموادّ؟

اكتشف بنفسك

أشكال الموادّ المتبلّرة

لإجراء هذا النشاط، يجب توفّر ما يلي: أربعة أكواب، ماء مقطر، مسطرة، ملعقة، كلوريد الصوديوم (ملح الطعام)، سكّروز (السكر العادي)، كربونات صوديوم هيدروجينية (صودا الخبيز)، كبريتات المغنيسيوم (ملح إنجليزي)، مرآة صغيرة نظيفة وعدسة مكبّرة.

1. ضع لاصقًا باسم كلّ واحدة من الموادّ الصلبة على كلّ كوب من الأكواب وأضف ماء إلى كلّ كوب بحيث يصل ارتفاعه إلى 1cm.
2. أضف ملعقة ممتلئة من كلّ واحدة من الموادّ الصلبة الشائعة وضعها في الكوب الخاصّ بكلّ منها. حرّك محتوى كلّ كوب لمدّة 30 ثانية واتركه لعدّة دقائق حتى يستقرّ.
3. حرّك المحتويات مرّتين أخريين على الأقلّ ولاحظ في كلّ مرّة ما إذا كانت جميع الموادّ الصلبة قد ذابت بالكامل. وإذا حدث ذلك، أضف المزيد من المادّة الصلبة وكرّر عملية التحريك. استمرّ في هذه العملية حتّى يبقى جزء من المادّة الصلبة غير ذائب في قاع كلّ كوب.
4. ضع المرآة على سطح مستوٍ، وضع عليها قطرتين أو ثلاث من كلّ سائل على مساحات متفرّقة من المرآة، ثمّ استخدم العدسة المكبّرة لفحص كلّ قطرة سائل بعد 15 دقيقة ثمّ أعد عملية الفحص مرّة أخرى بعد 24 ساعة.
5. هل حدث تبلّر للموادّ الصلبة لكلّ مادّة؟ هل تكوّنت البلّورات في الوقت نفسه؟

فصول الوحدة

الفصل الأوّل
- الروابط الأيونية والمركّبات الأيونية

الفصل الثاني
- الرابطة التساهمية

أهداف الوحدة
- يتعرّف الرابطة الكيميائية وصيغة المركّب.
- يتعرّف المركّبات الكيميائية بحسب نوع الرابطة فيها.
- يدرك خواص الرابطة الكيميائية.

معالم الوحدة

اكتشف بنفسك: أشكال المواد المتبلّرة

الكيمياء في خدمة المستهلك: عندما يكون الماء عسرًا ويصبح من الصعب التعامل معه

علاقة الكيمياء بعلم التغذية: ثاني أكسيد الكبريت وأيون الكبريتيت

الكيمياء الرياضية: تمثيل الجزيئات

الكيمياء الرياضية: ترتيبات لويس الإلكترونية النقطية

الكيمياء في خدمة المجتمع: العلاقة بين الموادّ التي تحجب الشمس والروابط التساهمية

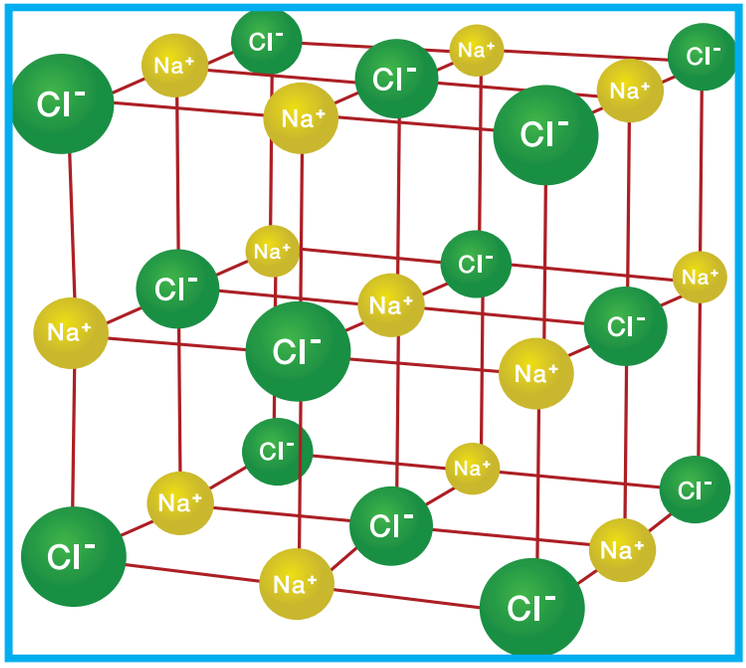
الفصل الأول

الروابط الأيونية والمركّبات الأيونية
Ionic Bonding and Ionic Compounds

في إطار بحث العلماء عن ترتيب الأيونات في بلّورة المركّب الأيوني بغية فهم سلوكها، استعان هؤلاء بالأشعّة السينية (أشعّة X). ووجدوا أنّ المركّبات الأيونية تتمتّع بترتيبات عملاقة، حيث ملايين الأنيونات مرتبة بانتظام مع ملايين الكاتيونات الموجبة.

عندما تأكل قطعة حلوى تزداد احتمالية تعرّض أسنانك للتسوّس، إذ إنّ بكتيريا التسوّس تتغذّى على السكّر وتحوّله إلى حمض يسبّب التسوّس للأسنان. تعمل أيونات الفلوريد على حماية الأسنان من التسوّس، بحيث تدخل في تركيب مركّبات الكالسيوم المكوّنة للأسنان، ما يحدّ من إمكانية مهاجمة الأحماض لها.

تعمل شركات المياه في بعض الدول على إضافة مركّبات الفلوريد إلى مياه الشرب، إلّا أنّ جدلًا واسعًا قد أُثير حول هذا الموضوع إذ إنّ زيادة نسبته تصبح ضارّة.



- هل تلاحظ الانتظام في ترتيب الأيونات في الشكل أعلاه؟
- لماذا تمتلك المركّبات الأيونية درجات انصهار عالية؟
- ما هي استخدامات المركّبات الأيونية؟

دروس الفصل

الدرس الأوّل
- الترتيب الإلكتروني في الرابطة الأيونية

الدرس الثاني
- الرابطة الأيونية

الدرس 1-1

الترتيب الإلكتروني في الرابطة الأيونية
Electronic Configuration in Ionic Bonding

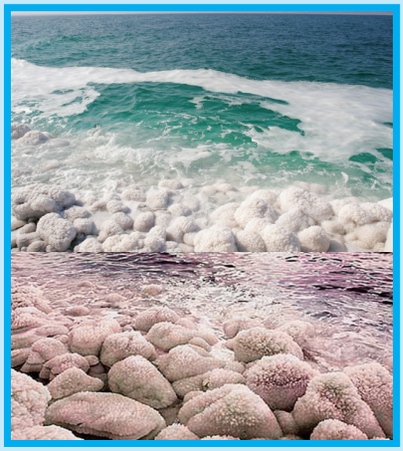
الأهداف العامة

- يستخدم الجدول الدوري لاستنتاج عدد إلكترونات التكافؤ في الذرّة ويرسم ترتيبها الإلكتروني النقطي.
- يصف تكوين الكاتيونات من الفلزّات والأنيونات من اللافلزّات.

شكل (37)
ترسبات ملحية

مع مرور الوقت، يمكن للترسبات الملحية الجوفية أن تزداد من خلال الطبقات الرسوبية لتكوّن تركيبات مجوّفة كروية الشكل تسمّى بالقباب الملحية. يصل عمق بعض من هذه القباب إلى أكثر من 18 km، ويمتدّ عرضها إلى 10 km. تذكّر أنّ الملح الموجود في القباب الملحية (شكل 37) هو على شكل بلّورات من كلوريد الصوديوم.

ما الصفات المميّزة لكلّ من ذرّات الصوديوم والكلور التي تسمح لكلّ منهما بتكوين المركّب الثابت كلوريد الصوديوم والمعروف أيضًا بملح الطعام؟



شكل (38)
يوضّح الشكل أعلاه تبلّر كلوريد الصوديوم المتواجد في مياه البحر ليكوّن رواسب على الصخور.

1. إلكترونات التكافؤ Valence Electrons

تساعدك معرفة الترتيبات الإلكترونية لكلّ من الصوديوم والكلور على فهم سبب اتّحاد هذه الذرّات مع بعضها لتكوين كلوريد الصوديوم (شكل 38). تشرح الترتيبات الإلكترونية سبب كتابة وحدة الصيغة لكلوريد الصوديوم بالصيغة NaCl وليس Na_2Cl أو $NaCl_2$. ويمكن التوصّل إلى الإجابة عن الأسئلة المتعلّقة بخواصّ الكثير من المركّبات عبر معرفة ترتيبها الإلكتروني، والإجابة عن أسئلة أخرى مثل لماذا يوصّل كلوريد الصوديوم المنصهر الكهرباء؟ ولماذا نقول إنّ كلوريد الصوديوم هو مادّة صلبة ذات درجة انصهار مرتفعة؟

لعلّك تتذكّر أن مندليف قد استخدم أوجه التشابه في خواصّ العناصر لترتيب جدوله الدوري. وقد اكتشف العلماء بعد ذلك أنّ خواصّ العناصر الموجودة في كلّ مجموعة من مجموعات الجدول الدوري متشابهة، نظرًا لأنّ لها العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ.

إلكترونات التكافؤ Valence Electrons هي الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة مشغول في ذرّات العنصر. يحدّد عدد إلكترونات التكافؤ بشكل كبير الخواصّ الكيميائية لعنصر ما، ومن إحدى طرق تعيين هذا العدد هي فحص الترتيب الإلكتروني للعنصر.

1.1 إلكترونات التكافؤ بحسب المجموعة

Valence Electrons According to the Group

يرتبط عدد إلكترونات التكافؤ أيضًا بأرقام المجموعات في الجدول الدوري. لإيجاد عدد إلكترونات التكافؤ لعنصر ممثّل ما، يكفي النظر إلى رقم المجموعة التي يوجد فيها. على سبيل المثال، تحتوي عناصر المجموعة 1A كلّها (الهيدروجين، الليثيوم، الصوديوم، البوتاسيوم... إلخ) على إلكترون واحد وهو ما يتوافق مع رقم 1 في المجموعة 1A.

يحتوي كلّ من الكربون والسيليكون في المجموعة 4A على أربعة إلكترونات تكافؤ. يوضّح الشكل (39) تطبيقات عناصر هذه المجموعة وبعض استخداماتها. يحتوي كلّ من النيتروجين والفوسفور في المجموعة 5A على خمسة إلكترونات تكافؤ، فيما يحتوي كلّ من الأكسجين والكبريت في المجموعة 6A على ستّة إلكترونات تكافؤ.

كم عدد إلكترونات التكافؤ لدى عناصر المجموعة 2A وعناصر المجموعة 3A؟

الغازات النبيلة هي الاستثناء الوحيد لهذه القاعدة، فالهيليوم له إلكترونا تكافؤ اثنان فقط فيما جميع الغازات النبيلة الأخرى لها ثمانية إلكترونات تكافؤ. لماذا لا يحتوي الهيليوم أيضًا على ثمانية إلكترونات تكافؤ؟

2.1 الترتيبات الإلكترونية النقطية

Electron Dot Structure

تُعتبر إلكترونات التكافؤ الإلكترونات الوحيدة التي تُستخدم عادة في تكوين الروابط الكيميائية، ولذلك فهي، كقاعدة عامة، الإلكترونات الوحيدة التي تظهر في الترتيبات الإلكترونية النقطية.

الترتيبات الإلكترونية النقطية Electron Dot Structures هي الأشكال التي توضّح إلكترونات التكافؤ في صورة نقاط. يوضّح الجدول (10) الترتيبات الإلكترونية النقطية لذرّات بعض عناصر المجموعات A. لاحظ في الجدول أنّ جميع عناصر المجموعة الواحدة (باستثناء الهيليوم) لها عدد النقاط الإلكترونية نفسه في الترتيب الخاصّ بكلّ عنصر. كم عدد النقاط الإلكترونية التي توجد في عنصر اليود بالمجموعة 7A؟

الكيمياء في خدمة المستهلك

عندما يكون الماء عسرًا ويصبح من الصعب التعامل معه

عندما يصبح من الصعب الحصول على رغوة من الصابون، يكون الماء عسرًا. عندما تُنفق الأموال لاستبدال مواسير المياه نتيجة الترسّبات، فإنّ الماء يكون عسرًا.

يحوي الماء العسر تركيزات عالية من أيونات الكالسيوم Ca^{2+}، والمغنيسيوم Mg^{2+} نتيجة تفاعل ثاني أكسيد الكربون مع الصخور في المياه الجوفية. لذلك، من الأفضل إزالتها لمنع هذه المشاكل باستخدام جهاز تيسير الماء. يقوم الجهاز باستبدال أيونات الكالسيوم والمغنيسيوم بأيونات الصوديوم من خلال مدوّر الماء العسر في موادّ ذات شحنات سالبة تجذب إليها الكاتيونات Ca^{2+}، Mg^{2+}. وتستبدلها بأيونات موجبة أخرى Na^{+}. عندها يصبح الماء يسرًا. ولكن احذر هذا الماء لأنّه يحوي تركيزًا عالياً من أيونات الصوديوم، خاصّة لمن يعاني من ارتفاع في ضغط الدم.

شكل (39)
يُستخدم الماس، وهو شكل من أشكال الكربون، في صناعة المجوهرات. أما السيليكون، فيستخدم لصنع الرقائق الإلكترونية.

Period (الدورة)	Group (المجموعة)							
	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1	H·							He:
2	Li·	·Be·	·B·	·C·	·N·	:O·	:F·	:Ne:
3	Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	·P·	:S·	:Cl·	:Ar:
4	K·	·Ca·	·Ga·	·Ge·	·As·	:Se·	:Br·	:Kr:

جدول (10)

التراتيبات الإلكترونية النقطية لبعض عناصر المجموعات A

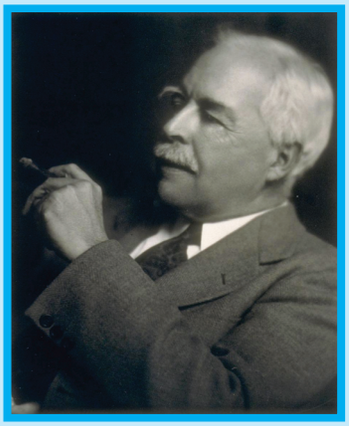
2. التراتيبات الإلكترونية للكاتيونات

Electron Configurations for Cations

تعلّمت في الدروس السابقة أن الغازات النبيلة مثل النيون والأرجون قليلة النشاط في التفاعلات الكيميائية. عام 1916، استخدم العالم الكيميائي جيلبرت لويس Gilbert Lewis (شكل 40) هذه الحقيقة لتفسير السبب في تكوين الذرّات لأنواع معيّنة من الأيونات والجزيئات، وأطلق على هذا التفسير اسم **قاعدة الثمانية Octet Rule**. وتنصّ هذه القاعدة **على أن الذرّات تميل إلى بلوغ الترتيب الإلكتروني الخاصّ بالغاز النبيل خلال عملية تكوين المركّبات**. بمعنى آخر، إن الذرّة تميل إلى اكتساب أو فقدان إلكترونات إلى أن يصبح هناك ثمانية إلكترونات في غلاف التكافؤ. تذكّر أنّ كلّ غاز نبيل (ما عدا الهيليوم) يحتوي على ثمانية إلكترونات في مستوى طاقته الأعلى وأنّ الترتيب الإلكتروني الخاص به هو، بشكل عام، $ns^2\,np^6$. على هذا الأساس، فإنّ تسمية قاعدة الثمانية تعود إلى الترتيب الإلكتروني الخارجي للغازات النبيلة.

1.2 تطبيق قاعدة الثمانية Applying Octet Rule

تميل ذرّات العناصر الفلزّية إلى فقدان إلكترونات التكافؤ الخاصّة بها حيث تبقى ثمانية إلكترونات كاملة في مستوى الطاقة السابق الأقلّ طاقة. تميل ذرّات بعض عناصر اللافلزّات إلى اكتساب أو مشاركة إلكترونات عنصر لا فلزّي آخر لتبلغ الترتيب الثماني. على الرغم من وجود بعض الحالات الشاذّة، إلّا أنّ قاعدة الثمانية تنطبق على معظم الذرّات في المركّبات.



جيلبرت لويس (1875 – 1946)

عالم فيزيائيّ وكيميائيّ أميركيّ وُلد في ماساشوسيتس، ونال درجته العلميّة في الطبّ في جامعة هارفرد في العام 1899، ثمّ أكمل علمه وتخرّج في جامعة نبراسكا. في العام 1912، أصبح لويس أستاذًا للكيمياء وعميدًا في جامعة كاليفورنيا حيث أدخل الديناميكيّة الحراريّة في دراسة الكيمياء. وضع مفهوم الرابطة الكيميائيّة الحديث، وصنّف الروابط إلى أيونيّة وتساهميّة. بحث في نظريّات الربط الحديث وأسّس لها. أكسبته أعماله واكتشافاته ونظريّاته في كثير من موضوعات الكيمياء العامّة والفيزيائيّة شهرة عالميّة.

شكل (40)

عندما تفقد الذرّة إلكترونات التكافؤ فإنّها تصبح كاتيونًا. تتكوّن معظم الكاتيونات المعروفة نتيجة فقدان ذرّات الفلزّات لإلكترونات تكافؤها، ومعظم هذه الفلزّات لها من إلكترون تكافؤ واحد إلى ثلاثة إلكترونات تكافؤ من السهل فقدانها أو نزعها. يُعتبر الصوديوم في المجموعة 1A نموذجًا لمثل هذه الفلزّات. يساوي العدد الكلّي للإلكترونات في ذرّة الصوديوم 11 إلكترونًا متضمّنًا إلكترون تكافؤ واحدًا. وعند تكوين مركّب ما، فإنّ ذرّة الصوديوم تفقد إلكترون تكافؤها تاركة ثمانية إلكترونات في غلاف الطاقة السابق. ونظرًا لأنّ عدد البروتونات في نواة الصوديوم لا يزال يساوي 11، ينتج من فقدان وحدة واحدة من الشحنة السالبة أيون ذو شحنة موجبة (+1). يمكنك تمثيل عملية فقدان إلكترون أو تأيّن ذرّة الصوديوم عبر كتابة الترتيب الإلكتروني الكامل للذرّة والأيون المتكوّن:

قاعدة الثمانية: $_{11}Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \longrightarrow Na^+: 1s^2 \underbrace{2s^2 2p^6}_{\text{ثمانية}}$

ويوضّح الشكل (41) أنّ الترتيب الإلكتروني لأيون الصوديوم مماثل للغاز النبيل (النيون). كم عدد الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الأعلى لكلّ من Na^+ وNe؟

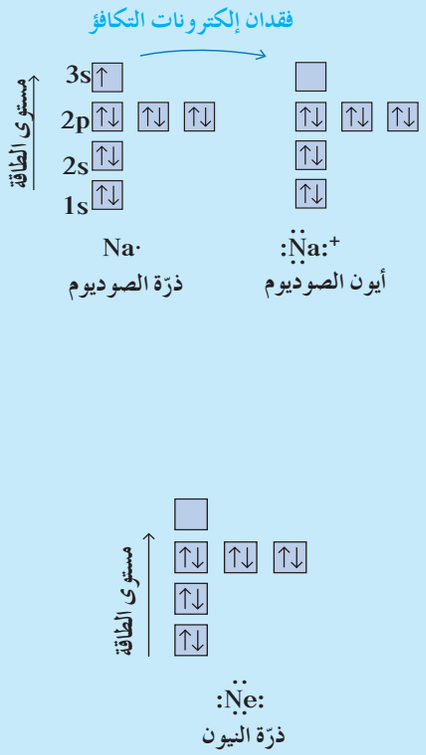
قاعدة الثمانية: $_{10}Ne: 1s^2 \underbrace{2s^2 2p^6}_{\text{ثمانية}}$

توجد في أغلفة تكافؤ كلّ من أيون الصوديوم والنيون ثمانية إلكترونات. ويمكن توضيح عملية التأيّن لذرّة الصوديوم ببساطة أكثر، وذلك باستخدام الترتيب الإلكتروني النقطي كما يلي:

$$Na\cdot \xrightarrow[\text{تأين}]{\text{فقدان الكترون التكافؤ}} Na^+ + e^-$$

ذرّة صوديوم	كاتيون صوديوم	إلكترون
(متعادلة كهربائيًّا الشحنة = صفر)	(الإشارة الموجبة تدلّ على وحدة واحدة من الشحنة الموجبة)	(الشحنة السالبة تدل على وحدة واحدة من الشحنة السالبة)

ينتمي المغنيسيوم (العدد الذرّي 12) إلى المجموعة 2A في الجدول الدوري، ولهذا يوجد إلكترونان في غلاف التكافؤ للذرّة الخاصّة به. ولكي تصل هذه الذرّة إلى الترتيب الإلكتروني للنيون فإنّها تفقد كلا الإلكترونين، ما يؤدّي إلى تكوّن كاتيون المغنيسيوم الذي يحمل شحنة موجبة ضعف الشحنة التي يحملها كاتيون الصوديوم.



شكل (41)
تستطيع ذرّة الصوديوم أن تفقد إلكترونًا لتصبح أيون صوديوم مشحونًا بشحنة موجبة. كاتيون الصوديوم له ترتيب إلكتروني مماثل لذرّة الغاز النبيل (النيون).

$$\cdot Mg \cdot \xrightarrow[\text{تأين}]{\text{فقدان إلكترونا التكافؤ}} Mg^{2+} + 2e^-$$

ذرّة مغنيسيوم	كاتيون مغنيسيوم	إلكترونان
(متعادلة كهربائيًّا الشحنة = صفر)	(الرقم الموجب أعلى يمين الرمز (+2) يدلّ على وحدتين من الشحنة الموجبة)	(الرقم 2 الموجود أمام الرمز e^- يدلّ على وحدتين من الشحنة السالبة)

لاحظت ممّا درست أنّ كاتيونات عناصر المجموعة 1A شحنتها دائمًا (+1) وأنّ كاتيونات عناصر المجموعة 2A شحنتها (+2). يمكن تفسير هذا الثبات في شحنة عناصر المجموعة الواحدة في ضوء فقدان ذرّات الفلزّ لإلكترونات التكافؤ. تفقد الذرّات عددًا كافيًا من الإلكترونات كي تصل إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل. وعلى سبيل المثال، تحتوي كلّ عناصر المجموعة 2A على إلكترونين يؤدّي فقدانهما إلى تكوّن كاتيونات شحنتها (+2).

أمّا بالنسبة إلى الفلزّات الانتقالية فقد تختلف شحنات الكاتيونات. مثلًا، قد تفقد ذرّة الحديد إلكترونين أو ثلاثة إلكترونات. في الحالة الأولى، يتكوّن كاتيون حديدوز أو حديد (II) Fe^{2+} (Ferrous)، وفي الحالة الثانية يتكوّن كاتيون حديديك أو حديد (III) Fe^{3+} (Ferric) (شكل 42).

(أ) أيونات Fe^{3+} مسؤولة عن اللّون البني على المفتاح الصدىء

(ب) يوضّح الشكل أعلاه أنبوبي اختبار. يحتوي الأنبوب إلى اليسار على كاتيونات Fe^{2+}، ويحتوي الأنبوب إلى اليمين على كاتيونات Fe^{3+}.

شكل (42)
كاتيونات الحديد

2.2 الترتيب الإلكتروني الشاذّ لبعض العناصر من قاعدة الثمانية
Exceptions to the Octet Rule

بعض الأيونات الناتجة من الفلزّات الانتقالية لا تتمتّع بالترتيبات الإلكترونية نفسها التي تُميّز الغاز النبيل (أي ns^2np^6). ولذا، تُعتبر هذه الأيونات شاذّة عن قاعدة الثمانية، كالفضّة:

$_{47}Ag: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$. على ذرّة الفضّة أن تفقد أحد عشر إلكترونًا بهدف بلوغ الترتيب الإلكتروني الخاصّ بالكربتون، وهو غاز نبيل يسبق الفضّة في الجدول الدوري. أمّا لبلوغ الترتيب الإلكتروني الخاصّ بالزينون، وهو غاز نبيل يلي الفضّة في الجدول الدوري، فعلى ذرّة الفضّة أن تكتسب سبعة إلكترونات.

الأيونات التي تحمل ثلاث وحدات من الشحنات أو أكثر هي غير شائعة، وإمكانية وجودها نادرة. لذلك، فإنّ الفضّة لا تصل إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل. ولكن إذا فقدت ذرّة الفضّة الإلكترون $5s^1$، فإنّ الترتيب الإلكتروني الذي ينتج عن ذلك الفقدان يكون $[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10}$ ويضمّ 18 إلكترونًا في مستوى الطاقة الخارجي $(n = 4)$ وجميع الأفلاك الذرّية فيه ممتلئة. هو ترتيب مفضّل نسبيًّا في المركّبات الفضّية.

بهذه الطريقة ينتج عن الفضّة كاتيون موجب Ag^+. تسلك عناصر أخرى سلوكًا مشابهًا للفضّة وهي العناصر التي تقع على يمين قطاع الفلزّات الانتقالية IIB. مثال آخر موضّح في الشكل (43) حيث يتمتّع كلّ من كاتيونات النحاس (I) Cu^+ والذهب (I) Au^+ والكادميوم (II) Cd^{2+} والزئبق (II) Hg^{2+} بترتيب إلكتروني شاذّ عن قاعدة الثمانية.

3. الترتيبات الإلكترونية للأنيونات
Electron Configuration for Anions

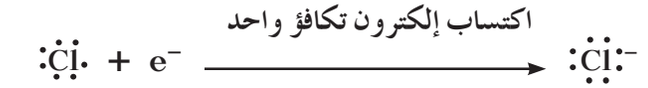
الأنيون هو ذرّة أو مجموعة من الذرّات التي تحمل شحنة سالبة. عندما تكتسب الذرّة المتعادلة إلكترونات سالبة الشحنة، فإنّها تتحوّل إلى أنيون. نظرًا لتمتّع ذرّات عناصر اللافلزّات بأغلفة تكافؤ ممتلئة نسبيًّا، فإنّه من الأسهل لها أن تكتسب إلكترونات لتكمل غلاف تكافؤها، وتبلغ الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل. على سبيل المثال، يندرج الكلور ضمن المجموعة 7A ويمتلئ غلاف تكافئه بسبعة إلكترونات، ويكفي اكتساب إلكترون واحد حتى تصل ذرّة الكلور إلى الثمانية، وتتحوّل إلى أيون كلوريد مع شحنة أحادية سالبة. هكذا يتّضح ممّا سبق أن ذرّات الكلور تحتاج إلى إلكترون واحد يضاف إلى الإلكترونات السبعة الموجودة في غلاف تكافؤها لتصل إلى الترتيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل لها وهو الأرجون.

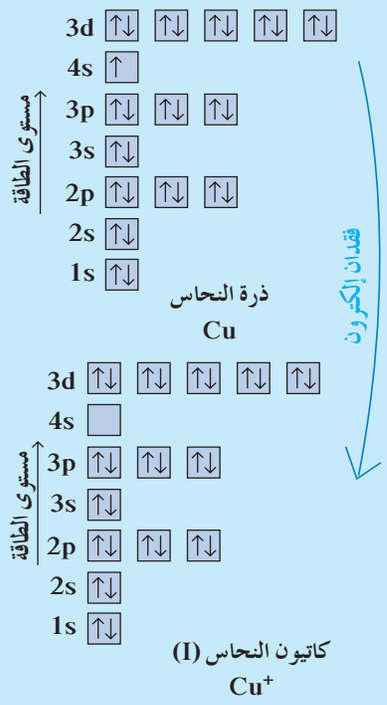
$$_{17}Cl: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \xrightarrow{+e^-} Cl^-: 1s^2 2s^2 2p^6 \underbrace{3s^2 3p^6}_{\text{ثمانية}}$$

يحتوي أنيون الكلوريد على ثمانية إلكترونات في أعلى غلاف طاقة له، كما هو موضّح في الشكل (44)، ويصبح الترتيب الإلكتروني لهذا الأنيون مماثلًا للترتيب الإلكتروني لغاز الأرجون.

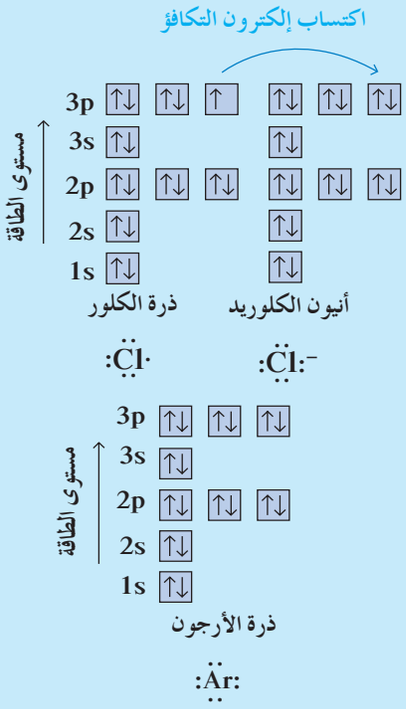
$$_{18}Ar: 1s^2 2s^2 2p^6 \underbrace{3s^2 3p^6}_{\text{ثمانية}}$$

يمكن أن تُستخدم أشكال الترتيبات الإلكترونية في كتابة معادلة توضّح تكوّن أنيون الكلوريد من ذرّة الكلور. قارن أشكال الترتيبات الإلكترونية الموضّحة في المعادلة التالية بما يقابلها من الترتيبات الإلكترونية النقطية.





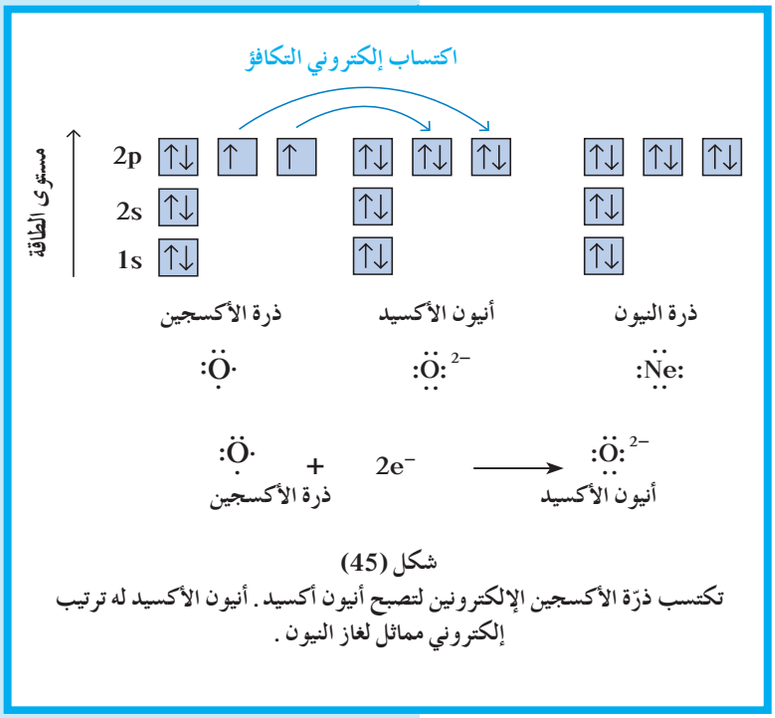
شكل (43)
عندما تفقد ذرّة النحاس إلكترونها المفرد 4s، يصبح كاتيون النحاس (I) Cu^+.



شكل (44)
تستطيع ذرّة الكلور أن تكتسب إلكترونًا لتصبح أنيون كلوريد سالب الشحنة. أنيون الكلوريد له ترتيب إلكتروني مماثل للغاز النبيل الأرجون وكلّ من أنيون الكلوريد وذرّة الأرجون له ترتيب ثماني الإلكترونات.

ما العلاقة بين عدد الإلكترونات في أغلفة التكافؤ في أشكال الترتيبات الإلكترونية وعدد النقاط في الترتيبات الإلكترونية النقطية؟

تسمّى الأيونات التي تتكوّن عندما تكتسب ذرّات الكلور والهالوجينات الأخرى إلكترونات بأيونات الهاليد Halide ions. يحتوي غلاف تكافؤ جميع الهالوجينات على سبعة إلكترونات وهي تحتاج إلى اكتساب إلكترون واحد فقط لتبلغ الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الذي يليها. لذلك، فإنّ جميع أنيونات الهاليدات (F^-، Cl^-، Br^-، I^-). الأكسجين هو مثال آخر حيث يندرج ضمن المجموعة 6A. تحتوي كلّ ذرّة أكسجين على ستّة إلكترونات تكافؤ. تبلغ ذرّة الأكسجين الترتيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل لها وهو النيون، عبر اكتساب إلكترونين. ويصبح لأنيونات الأكسيد الناتجة منها شحنات مقدارها (−2) فتُكتب على الشكل O^{2-} (شكل 45). يعرض الجدول (11) بعض الأنيونات والكاتيونات المعروفة. كم عدد الإلكترونات التي يجب أن تكتسبها ذرّة الكبريت لتكوّن أيون الكبريتيد S^{2-}؟



شكل (45)
تكتسب ذرّة الأكسجين الإلكترونين لتصبح أنيون أكسيد. أنيون الأكسيد له ترتيب إلكتروني مماثل لغاز النيون.

صوديوم	Na^+	أسيتات	$C_2H_3O_2^-$	فلوريد	F^-
بوتاسيوم	K^+	أكسيد	O^{2-}	كلوريد	Cl^-
ليثيوم	Li^+	كبريتيد	S^{2-}	بروميد	Br^-
أمونيوم	NH_4^+	كبريتات	SO_4^{2-}	يوديد	I^-
باريوم	Ba^{2+}	كربونات	CO_3^{2-}	هيدروكسيد	OH^-
كالسيوم	Ca^{2+}	نيتريد	N^{3-}	هيبوكلوريت	ClO^-
مغنيسيوم	Mg^{2+}	فوسفيد	P^{3-}	نيترات	NO_3^-
ألمنيوم	Al^{3+}	فوسفات	PO_4^{3-}	كربونات هيدروجينية	HCO_3^-

جدول (11)
بعض الأنيونات والكاتيونات المعروفة

مراجعة الدرس 1-1

1. كيف يمكن استخدام الجدول الدوري لاستنتاج عدد إلكترونات التكافؤ في ذرّة ما؟
2. لماذا تميل الفلزّات إلى تكوين كاتيونات في حين تميل اللافلزّات إلى تكوين أنيونات؟
3. كم عدد إلكترونات التكافؤ في كلّ من الذرّات التالية؟
   (أ) بوتاسيوم ($_{19}K$)
   (ب) كربون ($_{6}C$)
   (جـ) مغنيسيوم ($_{12}Mg$)
   (د) أكسجين ($_{8}O$)
4. اكتب الترتيب النقطي لكلّ عنصر مذكور في السؤال السابق.
5. اكتب الترتيبات الإلكترونيّة لكاتيون النحاس (I) وكاتيون الكادميوم (II).
6. كم عدد الإلكترونات التي تكتسبها أو تفقدها ذرّة كلّ من العناصر التالية لتكوين أيون كل منها:
   (أ) الكالسيوم ($_{20}Ca$)
   (ب) الفلور ($_{9}F$)
   (جـ) الألمنيوم ($_{13}Al$)
   (د) الأكسجين ($_{8}O$)

علاقة الكيمياء بعلم التغذية

ثاني أكسيد الكبريت والكبريتيات

استُخدم غاز ثاني أكسيد الكبريت SO_2 منذ عهد المصريين والرومان القدماء كمادّة مضافة للأطعمة بمقادير صغيرة لإعطائها خواص مميّزة أو لإخفاء خواصها غير المناسبة.

يتفاعل ثاني أكسيد الكبريت مع الماء ليكوّن أنيونات الكبريتيت SO_3^{2-}. ويمكن تسمية ثاني أكسيد الكبريت والمخلوط الناتج من هذه الأنيونات بالكبريتيات. وبصورة خاصّة، الكبريتيات هي مواد فعّالة في حماية الفاكهة الجافّة وعصير الفاكهة من التلف، كذلك رشّ الخس والمحاصيل الأخرى بالماء المحتوي على تركيزات منخفضة من الكبريتيات تحفظها من تحوّلها إلى اللون البني. ولقد كان استخدام الكبريتيات شائعًا جدًّا لدرجة أنّه لم يكن يُكتب ضمن المكوّنات في الأطعمة. ولكن في يومنا هذا، يتمّ استخدام ثاني أكسيد الكبريت بحرص شديد إذ إنّه غاز خانق له دور كبير في تلوّث الهواء الجوّي. وقد أثبتت الأدلّة أنّه يمكن أن تسبّب الكبريتيات أزمات في التنفّس للمرضى المصابين بالأمراض الصدرية (مثل الربو). لذلك، فإنّ استخدام الكبريتيات في الوقت الحاضر غير مستحبّ.

الدرس 1-2

الرابطة الأيونية
Ionic Bond

الأهداف العامة

- يذكر خواص الرابطة الأيونية.
- يستخدم خواص الرابطة الأيونية في تفسير التوصيل الكهربائي للمركّبات الأيونية عندما تكون في الحالة المنصهرة أو في المحاليل المائية.

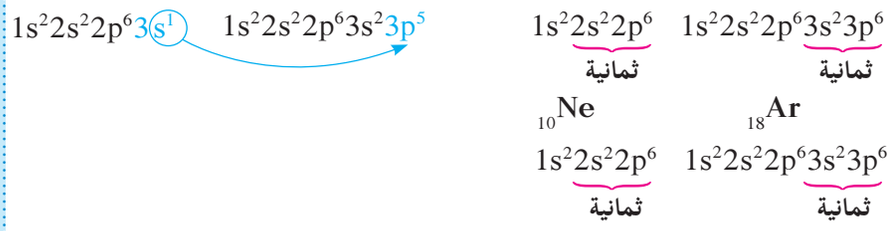
شكل (46)
بلورة فلوريت

يتواجد الفلوريت طبيعيًّا في القشرة الأرضية، وهو هشّ وسهل الانكسار مثل الزجاج. على الرغم من أنّه غير متين لدرجة تكفي لاستخدامه في صناعة المجوهرات الدقيقة، إلّا أنّ المتخصّصين في تجميع الأحجار الكريمة والنفيسة يبحثون دائمًا عن الأشكال النقية عديمة اللون للفلوريت لعرضها ضمن مجموعة معروضاتهم الثمينة والدقيقة. مع ذلك، فإن بلّورة الفلوريت (شكل 46)، كغيرها من الموادّ الصلبة المتبلّرة، ثابتة جدًّا وتنصهر على درجة حرارة عالية للغاية. لماذا تتميّز الموادّ الصلبة المتبلّرة ببناء تركيبي ثابت للغاية؟

1. تكوين المركّبات الأيونية
Formation of Ionic Compounds

تحمل الأنيونات والكاتيونات شحنات متضادّة وتنجذب إلى بعضها بقوى تجاذب إلكتروستاتيكية. قوى التجاذب التي تربط هذه الأيونات المختلفة في الشحنة تسمّى بالروابط الأيونية Ionic Bonds. أمّا المركّبات المكوّنة من مجموعات متعادلة كهربائيًّا من الأيونات المرتبطة ببعضها بقوى إلكتروستاتيكية، فهي تُعرَف بالمركّبات الأيونية. وفي أيّ عيّنة من مركّب أيوني، نجد أنّ الشحنات الموجبة الكلّية للكاتيونات يجب أن تساوي الشحنات السالبة الكلّية للأنيونات، أي أنّ عدد الشحنات الموجبة يجب أن يساوي عدد الشحنات السالبة.

يشكّل كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) مثالًا بسيطًا على كيفية تكوين الروابط الأيونية. فإذا نظرنا إلى التفاعل الذي يحدث بين ذرّة الصوديوم وذرّة الكلور، نجد أنّ للصوديوم إلكترون تكافؤ واحد، ويمكن أن يفقده بسهولة (إذا فقدت ذرّة الصوديوم إلكترون تكافؤها فإنّها تصل إلى الترتيب الإلكتروني الثابت لغاز النيون). أمّا الكلور، فله سبعة إلكترونات تكافؤ ومن السهل أن يكتسب إلكترونًا واحدًا (إذا اكتسبت ذرّة الكلور إلكترون تكافؤ واحدًا، فإنّها تصل إلى الترتيب الإلكتروني الثابت لغاز الأرجون). لذلك، عندما يتفاعل الصوديوم مع الكلور لتكوين مركّب، تعطي ذرّة الصوديوم إلكترون تكافؤها لذرّة الكلور. بالتالي، يجب أن تتفاعل ذرّة واحدة من الصوديوم مع ذرّة واحدة من الكلور لإنتاج كاتيون صوديوم Na^+ واحد وأنيون كلوريد Cl^- واحد، ما يؤدّي إلى تجاذب الشحنات المتعاكسة لتكوين كلوريد الصوديوم.



تمثّل الصيغة الكيميائية لكلوريد الصوديوم (NaCl) وحدة الصيغة، وهي تدلّ على أقلّ نسبة عددية صحيحة من الكاتيونات إلى الأنيونات لأيّ عيّنة من مركّب أيوني. وتوضّح الصيغة NaCl أنّ وحدة الصيغة الواحدة لكلوريد الصوديوم تحتوي على كاتيون صوديوم واحد وأنيون كلوريد واحد.

يوضّح الشكل (47) تفاعل البروم مع الألمنيوم لتكوين مركّب بروميد الألمنيوم، حيث تفقد كلّ ذرّة ألمنيوم ثلاثة إلكترونات تكافؤ. كذلك، نجد أنّ كلّ ذرّة بروم تحوي سبعة إلكترونات تكافؤ، وتكتسب بسهولة إلكترونًا واحدًا إضافيًّا. ولذلك، عندما يتفاعل الألمنيوم والبروم، تتّحد كلّ ثلاث ذرّات بروم مع ذرّة ألمنيوم واحدة وتصبح صيغة المركّب المتعادل الناتج $AlBr_3$. بذلك، يتّضح ممّا سبق أنّ النسبة التي يجب أن يتفاعل فيها عنصران لتكوين مادّة أيونية تتحدّد بعدد الإلكترونات التي يجب أن تفقدها أو تكتسبها الذرّات المتفاعلة للوصول إلى ترتيب إلكتروني ثابت.

شكل (47)
يتّحد فلزّ الألمنيوم مع لافلزّ البروم لتكوين المركّب الصلب الأيوني بروميد الألمنيوم. لماذا تتّحد ثلاث ذرّات بروم مع ذرّة ألمنيوم واحدة؟

مثال (1)

مستخدمًا التراتيب الإلكترونية النقطية، توقّع صيغ الموادّ الأيونية المتكوّنة بين العناصر التالية:

(أ) البوتاسيوم ($_{19}K$) والأكسجين ($_{8}O$) **(ب)** المغنيسيوم ($_{12}Mg$) والنيتروجين ($_{7}N$)

طريقة التفكير في الحلّ

1. **حلّلْ: صمّم خطّة استراتيجية لحلّ السؤال.**

يجب كتابة الترتيب الإلكتروني النقطي لكلّ ذرّة في المركّب. تفقد ذرّات الفلزّات إلكترونات تكافؤها عند تكوينها لمركّب أيوني، في حين تكتسب ذرّات اللافلزّات إلكترونات. ويجب استخدام ذرّات كافية من كلّ عنصر في الصيغة بحيث تتساوى الإلكترونات المفقودة مع الإلكترونات المكتسبة.

2. **حلّ: طبّق الخطّة الاستراتيجية لحلّ السؤال.**

(أ) ابدأ بالذرّات $\cdot\ddot{O}:$ و $K\cdot$

حتّى تصل ذرّة الأكسجين إلى الترتيب الإلكتروني الثابت، أي يصبح هناك ثمانية إلكترونات في غلاف التكافؤ، يتطلّب ذلك اكتساب ذرّة الأكسجين إلكترونين تحصل عليهما من ذرّتي بوتاسيوم، إذ تفقد كلّ ذرّة إلكترونًا واحدًا.

$$K\cdot \quad + \quad \cdot\ddot{O}: \longrightarrow K^{+} \quad :\ddot{O}:^{2-}$$
$$K\cdot \qquad\qquad K^{+}$$

وبذلك يتساوى عدد الإلكترونات المفقودة مع تلك المكتسبة. نستخلص أنّه يجب أن تتفاعل ذرّة واحدة من الأكسجين مع ذرّتين من البوتاسيوم لإنتاج أنيون O^{2-} واحد، وكاتيونين من K^{+}. هكذا، يكون للمركّب المتعادل الناتج الصيغة K_2O (أكسيد البوتاسيوم).

(ب) ابدأ بالذرّات $\dot{M}g$ و $\cdot\dot{N}:$

تحتاج كلّ ذرّة نيتروجين إلى اكتساب ثلاثة إلكترونات للحصول على ترتيب ثماني الإلكترونات، في حين تفقد كلّ ذرّة مغنيسيوم إلكترونين فقط لتصل إلى الترتيب الإلكتروني لغاز نبيل. ولكي يكون المركّب متعادلًا، يتطلّب ذلك ثلاث ذرّات مغنيسيوم لكلّ ذرّتي نيتروجين.

$$\dot{M}g \qquad\qquad Mg^{2+}$$
$$\cdot\dot{N}: \qquad\qquad :\ddot{N}:^{3-}$$
$$\dot{M}g \quad + \quad \longrightarrow \quad Mg^{2+}$$
$$\cdot\dot{N}: \qquad\qquad :\ddot{N}:^{3-}$$
$$\dot{M}g \qquad\qquad Mg^{2+}$$

صيغة المركّب المتكوّن (نيتريد المغنيسيوم) هي Mg_3N_2.

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**

في كلّ مثال، نجد أنّ عدد الإلكترونات المكتسبة بواسطة اللافلزّ تعادل عدد الإلكترونات المفقودة بواسطة الفلزّ. بالإضافة إلى ذلك، فإن قسمة الصيغ الناتجة على عدد صحيح لا تؤدّي إلى اختصار تلك الصيغ، وبذلك فإنّ الصيغتين K_2O و Mg_3N_2 هما صحيحتان.

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. باستخدام الترتيبات الإلكترونية النقطية، حدّد الصيغ الكيميائية للمركّبات الأيونية الناتجة من اتّحاد العناصر التالية:
   (أ) بوتاسيوم ($_{19}K$) مع يود ($_{53}I$) **الحلّ:** KI
   (ب) ألمنيوم ($_{13}Al$) مع أكسجين ($_{8}O$) **الحلّ:** Al_2O_3
2. اكتب أسماء المركّبات المتكوّنة في السؤال السابق.
   الحلّ: **(أ)** يوديد البوتاسيوم **(ب)** أكسيد الألمنيوم

2. خواصّ المركّبات الأيونية
Properties of Ionic Compounds

عند درجة حرارة الغرفة، تكون جميع المركّبات الأيونية موادّ صلبة بلّوريّة. يُظهر الشكل (48) الجمال المدهش لبلّورات بعض المركّبات الأيونية. تترتّب الأيونات المكوّنة في هذه البلورات في نماذج ثلاثية الأبعاد متكرّرة، ويُعتبر تركيب بلّورة كلوريد الصوديوم مثالًا نموذجيًّا حيث يحاط كلّ كاتيون صوديوم بستّة أنيونات كلوريد، وكلّ أيون كلوريد بستّة كاتيونات صوديوم. في هذا الترتيب، ينجذب كلّ أنيون بقوّة إلى الأيونات المتجاورة، وبذلك يقلّ التنافر إلى أقلّ درجة ممكنة. بمعنى آخر، عند تكوّن البلّورة، تُرتِّب الأيونات نفسها بحيث تزيد من التجاذب إلى الحدّ الأقصى، وتقلّص من التنافر إلى الحدّ الأدنى. وتؤدّي قوى التجاذب الكبيرة إلى تركيب ثابت جدًّا، ما يعكس حقيقة أنّ كلوريد الصوديوم والمركّبات الأيونية تتميّز، بصفة عامّة، بدرجات انصهار عالية.

1.2 عدد التناسق Coordination Number

عدد التناسق لأيون عنصر أو ذرّته هو **الرقم الدال على عدد الأيونات التي تحيط هذا الأيون أو هذه الذرة بصفة مميزة وتلامسه.**

وُضعت أساسيات ونظريات علم البلورات وبنائها في القرن التاسع عشر، واثبتت الدراسات المتتالية التي أجريت في مطلع القرن العشرين والتي استخدمت فيها الأشعة السينية أن فرضية وجود الشبكات البلورية صحيح تمام الصحة.

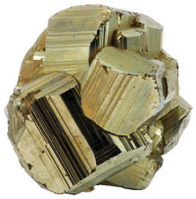
تتوقف الخواص الداخلية للبلورات على بناء ذرات أو أيونات العناصر المكونة للبلورات وترتيبها ترتيباً هندسياً منظماً في الأبعاد الثلاثة.

من أهم خواص العناصر: عدد التناسق ونوع الرابطة الموجودة بين أيونات تلك العناصر.

هيماتيت Fe_2O_3

أرجوانيت $CaCO_3$

كالسيت $CaCO_3$ وباريت $BaSO_4$

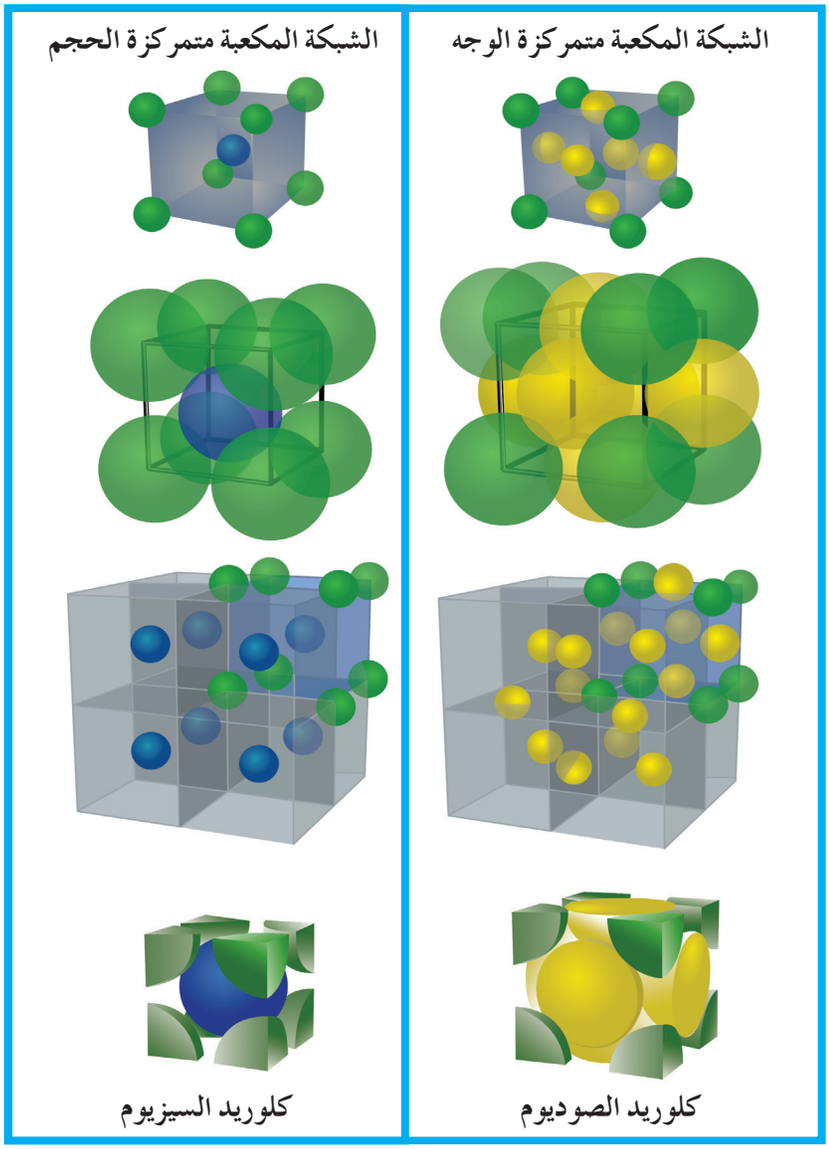


بيريت FeS_2

شكل (48)
بعض أشكال البلّورات الصلبة

أكثر أنواع الشبكات البلورية انتشاراً هي:

- الشبكة المكعبة البسيطة
- الشبكة المكعبة متمركزة الحجم
- الشبكة المكعبة متمركزة الوجه



شكل (49)

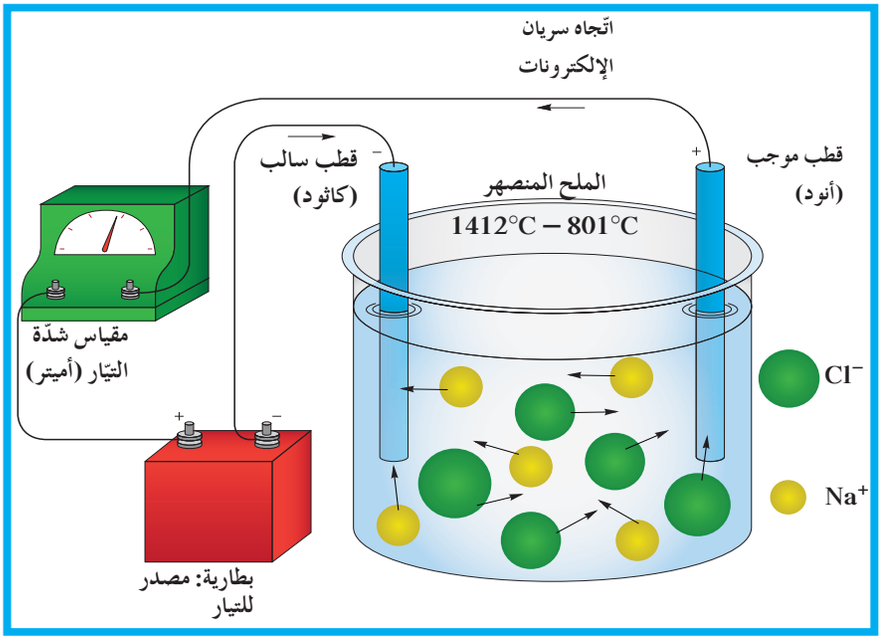
هل تعلم؟

يكوّن كلّ من كلوريد الصوديوم وكلوريد السيزيوم بلّورات مكعّبة عديمة اللون وصافية. تختلف وحدة خلايا هذه المركّبات المكعّبة الشكل، حيث نجد أنّ وحدة الخلية الخاصّة بكلوريد الصوديوم هي وحدة مكعّبة ومركزية الوجه (نقاط شبكية عند الأركان الثمانية، ونقطة في مركز كلّ من وجوهها الستّة). في حين نجد أنّ وحدة الخلية الخاصّة بكلوريد السيزيوم هي عبارة عن مكعّب بسيط (يوجد في مركز المكعّب كاتيون السيزيوم، وتترتّب أنيونات الكلوريد عند الأركان الثمانية للمكعّب). يوضّح الشكل المقابل ترتيب الأيونات في التركيب البلّوري لكلوريد الصوديوم وكلوريد السيزيوم. كم عدد أنيونات الكلوريد المحيطة بكلّ كاتيون صوديوم؟ كم عدد أنيونات الكلوريد المحيطة بكلّ كاتيون سيزيوم؟

2.2 توصيل التيّار الكهربائي

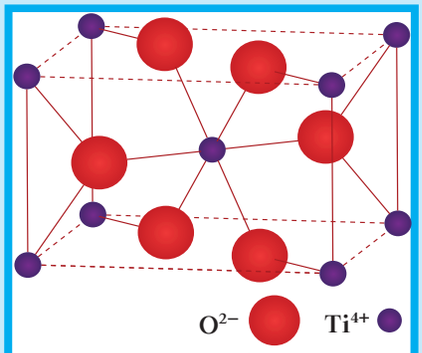
Delivery of Electric Current

توصّل الموادّ الأيونية التيّار الكهربائي وهي في الحالة المنصهرة. فعندما يصهر كلوريد الصوديوم (درجة انصهاره حوالى 800 °C)، ينكسر الترتيب المنظّم للبلّورة كما هو موضّح في الشكل (51). وعندما يُطبَّق جهد كهربائي عبر هذه الكتلة المنصهرة لكلوريد الصوديوم، تتحرّك الكاتيونات بحرّية نحو الكاثود، فيما تتّجه الأنيونات نحو الأنود. تتسبّب حركة هذه الأيونات في سريان التيّار الكهربائي بين الأقطاب خلال سلك التوصيل الخارجي للدائرة. وللسبب نفسه، توصّل المركّبات الأيونية التيّار الكهربائي عندما تذاب في الماء، وذلك لأنّ الأيونات تتحرّك بحرّية في المحلول المائي.



شكل (51)

عندما يُصهر كلوريد الصوديوم، تتحرّك أيونات الصوديوم والكلوريد بحرّية في الملح المنصهر. عند تطبيق جهد كهربائي، تتحرّك كاتيونات الصوديوم نحو القطب السالب (الكاثود)، في حين تتحرّك أنيونات الكلوريد نحو القطب الموجب (الأنود).



التركيب الأيوني للروتيل TiO_2

الروتيل TiO_2

شكل (50)

يعتمد شكل البلّورة على تركيب وحدة الخليّة الخاصّة بها. تكون بلّورات خام الروتيل (ثاني أكسيد التيتانيوم) رباعية الأضلاع. ويوضّح الشكل أيضًا التركيب الأيوني للروتيل.

هل تعلم؟

تركيب الشكل البلّوري

يمكن دراسة التركيبات الداخلية للبلّورات بواسطة حيود الأشعّة السينية، وذلك عن طريق توجيه الأشعّة السينية التي لها طول موجة معروف نحو البلّورة، وتسجيل حيودها على فيلم فوتوغرافي. بالإضافة إلى ذلك، يتمّ قياس الزوايا التي تنعكس الأشعّة السينية فيها، ممّا يسهّل معرفة كيفية حيود الأشعة السينية بواسطة الأيونات الموجودة في البلّورة. وهذا بدوره سوف يؤدّي إلى تعيين مواقع الأيونات في البلّورة، وبالتالي تحديد تركيب الشكل البنائي للبلّورة.

مراجعة الدرس 1-2

1. ما مميّزات المركّبات الأيونية؟
2. اشرح لماذا تستطيع المركّبات الأيونيّة أن توصّل التيّار الكهربائي عندما تُصهر أو عندما تكون في المحاليل المائية.
3. اكتب الصيغة الكيميائية الصحيحة (وحدة الصيغة) للمركّبات التي تتكوّن من أزواج الأيونات التالية:
   (أ) K^+ ، S^{2-}
   (ب) Ca^{2+} ، O^{2-}
   (جـ) Na^+ ، SO_4^{2-}
   (د) Al^{3+} ، PO_4^{3-}
4. اكتب الصيغ الكيميائية لكلّ من المركّبات التالية:
   (أ) نيترات البوتاسيوم
   (ب) كلوريد الباريوم
   (جـ) كبريتات المغنيسيوم
   (د) أكسيد الليثيوم
   (هـ) كربونات الأمونيوم
   (و) فوسفات الكالسيوم
5. أيّ من أزواج العناصر التالية ترجّح أن تكون مركّبات أيونية؟
   (أ) الكلور ($_{17}Cl$) والبروم ($_{35}Br$)
   (ب) البوتاسيوم ($_{19}K$) والهيليوم ($_{2}He$)
   (جـ) الليثيوم ($_{3}Li$) والكلور ($_{17}Cl$)
   (د) اليود ($_{53}I$) والصوديوم ($_{11}Na$)

10

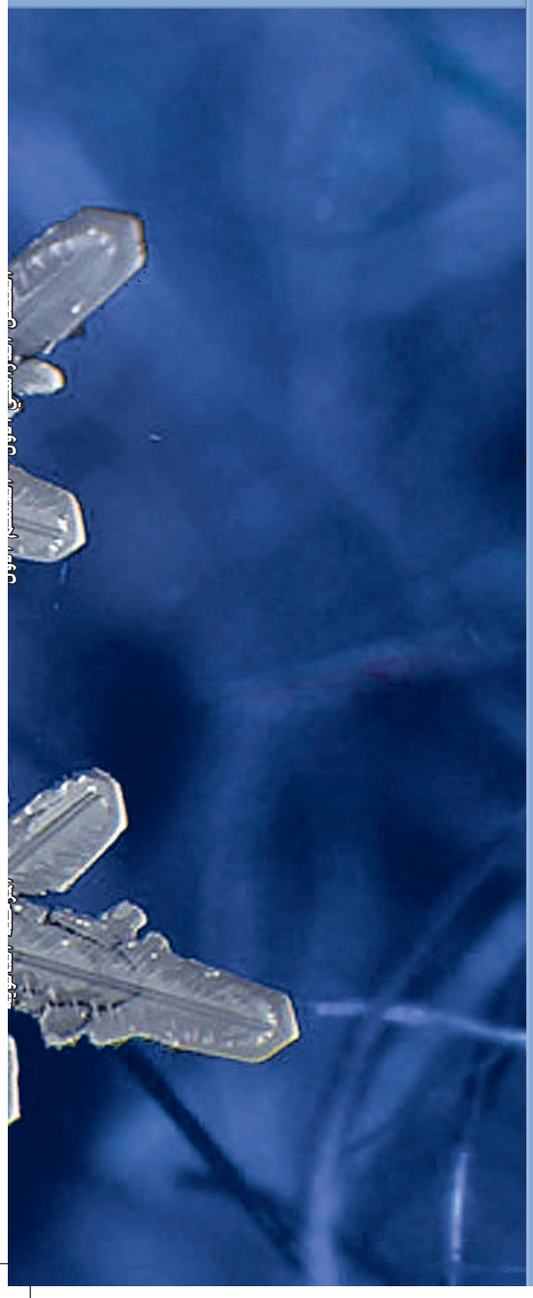
تطرح سلسلة العلوم مضمونًا تربويًا منوّعًا يتناسب مع جميع مستويات التعلُّم لدى الطلّاب.

يوفّر كتاب العلوم الكثير من فرص التعليم والتعلُّم العلمي والتجارب المعمليّة والأنشطة التي تعزز محتوى الكتاب.

يتضمّن هذا الكتاب أيضًا نماذج الإختبارات لتقييم استيعاب الطلّاب والتأكد من تحقيقهم للأهداف واعدادهم للاختبارات الدولية.

تتكوّن السلسلة من:

- كتاب الطالب
- كتاب المعلّم
- كرّاسة التطبيقات
- كرّاسة التطبيقات مع الإجابات



ISBN 978-614-406-295-1

PEARSON
Scott Foresman

الكتاب كاملاً

قيِّم مناهجنا

وزارة التربية
Ministry of Education
State of Kuwait | دولـــة الكويـت

الكيمياء

الصف العاشر

الفصل الدراسي الأول - القسم الثاني

كتاب الطالب

المرحلة الثانوية

2/1

الكيمياء

كتاب الطالب

الصفّ العاشر

الفصل الدراسي الأول - القسم الثاني

المرحلة الثانويّة

اللجنة الإشرافية لدراسة ومواءمة سلسلة كتب العلوم

أ. برّاك مهدي برّاك (رئيسا)

أ. راشد طاهر الشمالي　　أ. سعاد عبد العزيز الرشود

أ. مصطفى محمد مصطفى　　أ. فتوح عبد الله طاهر الشمالي

أ. تهاني ذعار المطيري

الطبعة الثانية

١٤٤٧هـ

٢٠٢٥ - ٢٠٢٦ م

حقوق التأليف والطبع والنشر محفوظة لوزارة التربية ـ قطاع البحوث التربوية والمناهج

إدارة تطوير المناهج

الطبعة الأولى ٢٠١٣ – ٢٠١٤ م
الطبعة الثانية ٢٠١٤ – ٢٠١٥ م
٢٠١٦ – ٢٠١٧ م
٢٠١٨ – ٢٠١٩ م
٢٠١٩ – ٢٠٢٠ م
٢٠٢٠ – ٢٠٢١ م
٢٠٢١ – ٢٠٢٢ م
٢٠٢٢ – ٢٠٢٣ م
٢٠٢٣ – ٢٠٢٤ م
٢٠٢٤ – ٢٠٢٥ م
٢٠٢٥ – ٢٠٢٦ م

فريق عمل دراسة ومواءمة كتب الكيمياء للصف العاشر الثانوي

أ. نبيل محي الدين حسن الجعفري

أ. ضياء عبدالعال محمد
أ. لولوة خلف منصور العنزي
أ. حياة حسين محمود مندني
أ. دلع عبدالله عبداللطيف الأدلبي

دار التَّربَويّون House of Education ش.م.م. وبيرسون إديوكيشن ٢٠١٣

alAlfain الألفين
2479 7777

أودع بمكتبة الوزارة تحت رقم (٦١) بتاريخ ٢٠١٤/٥/٦م

حضرة صاحب السمو الشيخ مشعل الأحمد الجابر الصباح

أمير دولة الكويت

H.H. Sheikh Meshal AL-Ahmad Al-Jaber Al-Sabah
Amir Of The State Of Kuwait

سمو الشيخ صباح خالد الحمد الصباح
ولي عهد دولة الكويت

H. H. Sheikh Sabah Khaled Al-Hamad Al-Sabah
Crown Prince Of The State Of Kuwait

محتويات الفصل الدراسي الأول - القسم الثاني

الفصل الثاني: الرابطة التساهمية	81
الدرس 2–1: الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية	82
الدرس 2–2: الرابطة التساهمية التناسقية	92
مراجعة الوحدة الثانية	96
أسئلة مراجعة الوحدة الثانية	98
الوحدة الثالثة: كيمياء العناصر	102
الفصل الأوّل: كيمياء الفلزّات واللافلزّات	103
الدرس 1–1: عناصر القطاع (s)	104
الدرس 1–2: عناصر القطاع (p)	114
الفصل الثاني: الهيدروجين وعناصر الغازات النبيلة	124
الدرس 2–1: الهيدروجين وعناصر الغازات النبيلة	125
مراجعة الوحدة الثالثة	131
أسئلة مراجعة الوحدة الثالثة	135

الفصل الثاني

الرابطة التساهمية
Covalent Bond

تعلّمت في وقت سابق أنّ الرابطة الأيونية تتكوّن عندما ترتبط ذرّات لافلزّ تميل إلى اكتساب الإلكترونات بذرّات فلزّ تميل إلى فقدان الإلكترونات. فماذا تتوقّع أن يحدث عند اقتراب ذرّتين لعنصرين لهما طاقة تأيّن مرتفعة نسبيًّا، ولكن لا يميل أيّ منهما إلى فقدان الإلكترونات؟

تعود فكرة الترابط التساهمي إلى جيلبرت لويس، الذي وصف، في عام 1916، مساهمة أزواج الإلكترونات بين الذرّات. واقترح ما يُسمّى ببناء لويس أو الشكل الإلكتروني النقطي، الذي تكون فيه إلكترونات التكافؤ ممثّلة بنقط حول رمز العنصر. وتُمثّل أزواج الإلكترونات الموجودة بين الذرّات الروابط التساهمية.

توضّح الصورة بلّورة ثلج. تزن كلّ مليون بلّورة من هذه البلّورات جرامًا واحدًا فقط، أي أنّنا إذا جمّدنا كيلوجرامًا واحدًا من الماء، فيمكن أن يحتوي على ألف مليون بلّورة ثلج. وتكاد لا تجد بلّورة تشبه الأخرى، فسبحان الله.

دروس الفصل

الدرس الأوّل

- الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية

الدرس الثاني

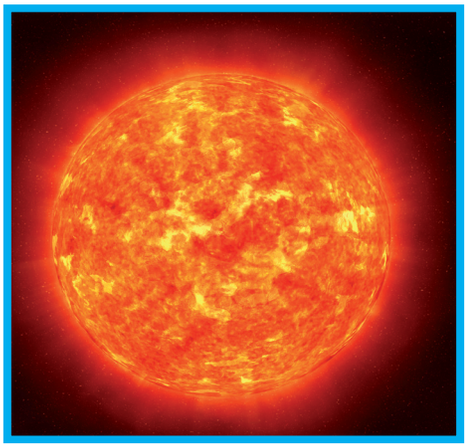
- الرابطة التساهمية التناسقية

الدرس 2-1

الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية
Single , Double and Triple Covalent Bond

الأهداف العامة

- يستخدم الترتيبات الإلكترونية النقطية لتوضيح الروابط التساهمية الأحادية والثنائيّة والثلاثية.



شكل(52)
الإشعاع الصادر من الشمس

تعلم أنك لا تستطيع أن تعيش من دون أن تستنشق الأكسجين، ولكن هل تعلم أنّ الأكسجين يؤدّي دورًا مهمًّا آخر في حياتك؟ ففي طبقات الجوّ العليا في الغلاف الجوّي يوجد نوع مختلف من جزيء الأكسجين يسمّى الأوزون، والذي يكوّن طبقة تقوم بترشيح الإشعاع الضارّ الصادر من الشمس (شكل 52).

كيف تتشابه الروابط في جزيء الأكسجين العادي مع الروابط في جزيء الأوزون؟

1. الروابط التساهمية الأحادية

Single Covalent Bonds

تُعدّ بعض الأملاح مثل كلوريد الصوديوم NaCl، موادّ صلبة متبلّرة ذي درجات انصهار مرتفعة. من ناحية أخرى، هناك مركّبات لها خواصّ مختلفة للغاية. على سبيل المثال، يتواجد مركّب كلوريد الهيدروجين HCl كغاز على درجة حرارة الغرفة، في حين يتواجد الماء H_2O كسائل عند درجة الحرارة نفسها. يختلف هذان المركّبان إلى حدّ كبير عن الأملاح لدرجة أنّك قد تشكّ في أنّ الروابط بين ذرّات كلّ من مركّب HCl أو H_2O لا تتكوّن عن طريق الجذب الإلكتروستاتيكي، كالروابط التي تتكوّن في المركّبات الأيونية (روابط إلكتروستاتيكية).

هذه الشكوك صائبة، فمثل هذه المركّبات (HCl و H_2O) ليست أيونية، لأنّ ذرّاتها لا تفقد أو تكتسب إلكترونات كما يحدث في تفاعل الصوديوم مع الكلور. عوضًا عن ذلك، تحدث بين ذرّات هذين المركّبين رابطة بين الإلكترونات تشبه لعبة شدّ الحبل بحيث تبقى الذرّتان المشتركتان في هذه الرابطة على مسافة من بعضهما بعضًا. تنجذب إلكترونات الرابطة بدرجة أكبر أو أقلّ لإحدى الذرّتين طبقًا لنوع الذرّة. وسوف تتعرّف لاحقًا الذرّات التي تشارك الإلكترونات في تكوين نوع مختلف من الرابطة يسمّى بـ«**الرابطة التساهمية**» **Covalent Bond**.

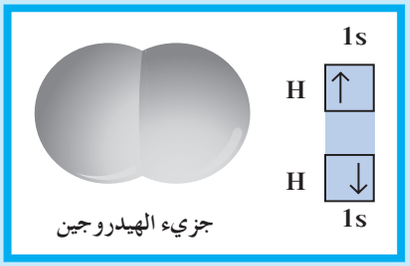
1.1 تكوين الرابطة التساهمية الأحادية

Formation of Single Covalent Bond

لكي تبدأ دراستك للرابطة التساهمية فلنأخذ كمثال تكوين جزيء H_2 من ذرّتي هيدروجين. كلّ ذرّة هيدروجين لها إلكترون تكافؤ واحد، وبذلك يتقاسم زوج من ذرّات الهيدروجين إلكتروني التكافؤ لتكوين جزيء الهيدروجين ثنائي الذرّية (أي تساهم كلّ ذرّة بإلكترون واحد لتكوين الرابطة في الجزيء). تكمل كلّ ذرّة هيدروجين في هذا الجزيء غلاف تكافؤها من خلال مشاركة الإلكترون مع الذرّة الأخرى، لتصل إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل «الهيليوم»، الذي يحتوي على إلكترونين. بذلك، تكوّن ذرّتا الهيدروجين **رابطة تساهمية أحادية** **Single Covalent Bond** حيث تتقاسم الذرّتان زوجًا واحدًا من الإلكترونات. يوضّح الشكل (53) تكوين هذه الرابطة في ضوء الأفلاك الذرّية.

عند كتابة صيغة الرابطة التساهمية، يمثَّل زوج الإلكترونات بخطّ كما في صيغة جزيء الهيدروجين H—H. ويسمّى تمثيل الجزيئات في هذه الصورة **بالصيغ البنائية** **Structural Formulas**، وهي صيغ كيميائية توضّح ترتيب الذرّات في الجزيئات والأيونات عديدة الذرّات. كلّ خطّ بين الذرّات في الصيغة البنائية يشير إلى زوج إلكترونات تساهمية تمّ التشارك في ما بينها.

بالنظر إلى جزيء الهيدروجين H_2، يمكنك أن ترى أنّ هناك اختلافًا بين صيغ المركّبات الأيونية والمركّبات التساهمية. فالصيغ الكيميائية للمركّبات الأيونية تصف وحدات الصيغة، في حين أنّ الصيغ الكيميائية للمركّبات التساهمية تمثّل جزيئات. لا تملك المركّبات الأيونية صيغًا جزيئية خاصّة بها، لأنّها لا تتكوّن من جزيئات. تمثّل الصيغة الكيميائية CuO مثلًا أقلّ وحدة متعادلة كهربائيًّا لأكسيد النحاس (II).



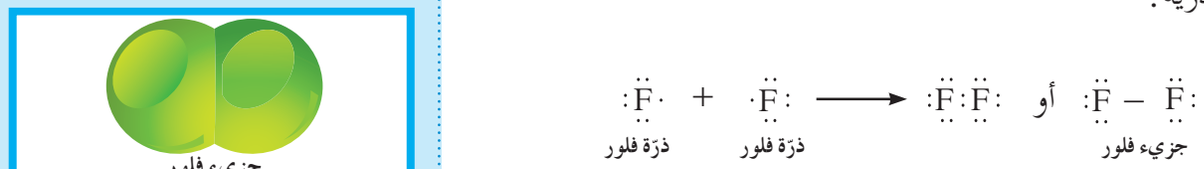
شكل (53)
يأتي إلكتروني الرابطة في جزيء الهيدروجين من الأفلاك الذرّية 1s لذرّات الهيدروجين. كم عدد الإلكترونات التي تشارك فيها ذرّات الهيدروجين؟

على النقيض من ذلك، تتواجد جزيئات الهيدروجين المنفردة فعليًّا في الحالة الغازية، ويحتوي كلّ جزيء على ذرّتي هيدروجين مترابطتين معًا برابطة تساهمية. على ذلك، فإنّ الصيغة الجزيئية لجزيء الهيدروجين هي H_2. تعكس الصيغة الصحيحة للمركّبات الجزيئية العدد الحقيقي للذرّات في كلّ جزيء، وليس من الضروري أن تكون الأعداد المكتوبة أسفل الذرّات في الجزيء أصغر النسب العددية الصحيحة كما هي الحال في المركّبات الأيونية. يعرض الشكل (54) بعض الاختلافات الأساسية بين المركّبات الأيونية والتساهمية مستعينًا بكلوريد الصوديوم والماء كأمثلة.

2.1 تطبيق قاعدة الثمانية Applying Octet Rule

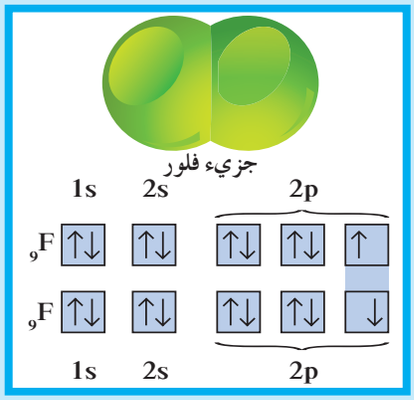
ترتبط بعض ذرّات العناصر اللافلزّية في المجموعات 4A و 5A و 6A و 7A من الجدول الدوري ببعضها بعضًا، فتتكوّن روابط تساهمية. وقد لخّص العالم الكيميائي جيلبرت لويس هذا الاتّجاه في صياغته لقاعدة الثمانية الخاصّة بالرابطة التساهمية، وهي: **تحدث المساهمة بالإلكترونات إذا اكتسبت الذرّات المشاركة في تكوين الرابطة التساهمية الترتيبات الإلكترونية للغازات النبيلة (أي يصبح هناك ثمانية إلكترونات في غلاف تكافؤ كلّ ذرّة باستثناء الهيليوم الذي له إلكترونا تكافؤ اثنان)**. ما هو المركّب التساهمي الذي نوقش في هذا الدرس ويشذّ عن قاعدة الثمانية؟

تكوّن الهالوجينات روابط تساهمية أحادية في جزيئاتها ثنائية الذرّة، ويشكّل جزيء الفلور مثالًا على ذلك. فكلّ ذرّة فلور لها سبعة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترون إضافي لتصل إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل. لذلك تتقاسم ذرّتان من الفلور زوجًا من الإلكترونات فتتكوّن رابطة تساهمية أحادية. يكتمل غلاف تكافؤ كلّ ذرّة فلور بثمانية إلكترونات لتصل إلى الترتيب الإلكتروني لغاز النيون. ويُظهر (شكل 55) تكوّن الرابطة التساهمية في جزيء الفلور في ضوء الأفلاك الذرّية.



في جزيء الفلور، تساهم كلّ ذرّة فلور بإلكترون واحد لتكمل الثمانية. لاحظ أنّ ذرّتي الفلور تتقاسمان زوجًا واحدًا فقط من إلكترونات التكافؤ. وتسمّى أزواج إلكترونات التكافؤ التي لم تساهم بين الذرّات **بأزواج الإلكترونات غير المشاركة Unshared Electron Pairs** أو بالأزواج غير المرتبطة.

شكل (54)
يوضّح هذا الشكل مقارنة بين المركّب الأيوني كلوريد الصوديوم والمركّب التساهمي للماء. ما وجه الاختلاف بين المركّبات التساهمية والمركّبات الأيونية؟

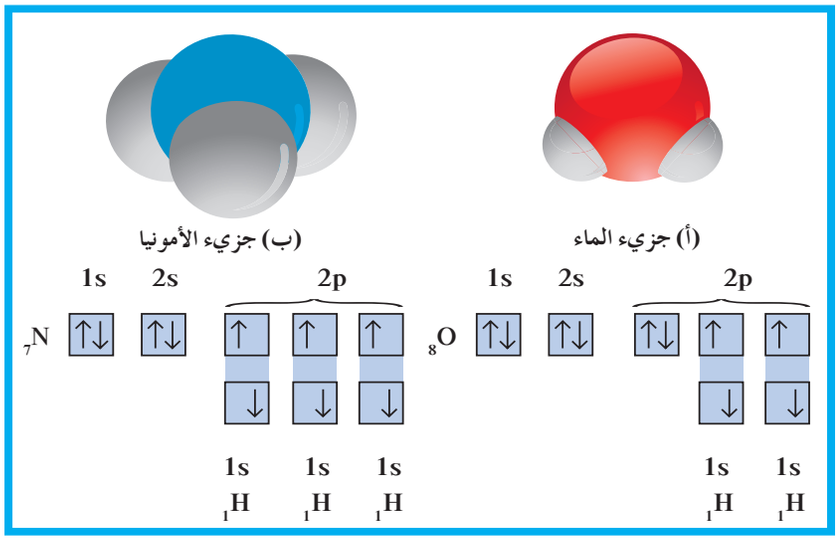


شكل (55)
يأتي إلكترونا الرابطة التساهمية في جزيء الفلور من الأفلاك الذرّية 2p لذرّات الفلور. ما عدد الإلكترونات المطلوبة لتكوين رابطة تساهمية أحادية في جزيء الفلور؟

3.1 توضيح الرابطة التساهمية الأحادية في بعض الجزيئات

Explaining Single Covalent Bond in Certain Molecules

يمكنك كتابة الصيغ الإلكترونية النقطية لجزيئات المركّبات بالطريقة نفسها التي استخدمتها لكتابة جزيئات العناصر ثنائية الذرّة. لنأخذ أمثلة الماء والأمونيا الموضّحة في (شكل 56).



شكل (56)

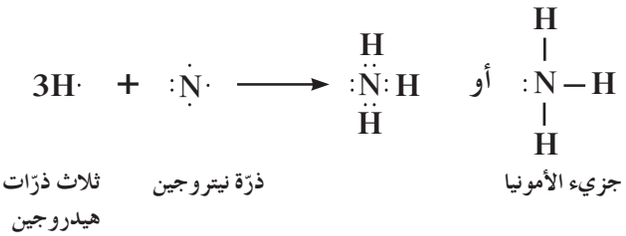
(أ) في جزيء الماء، تكوّن ذرّتا الهيدروجين روابط تساهمية أحادية مع ذرّة أكسجين واحدة.
(ب) في جزيء الأمونيا، تكوّن ذرّات الهيدروجين الثلاث روابط تساهمية أحادية مع ذرّة نيتروجين واحدة.

الماء H_2O جزيء ثلاثي الذرّات، وفيه رابطتان تساهميتان أحاديتان. تساهم كلّ من ذرّتي الهيدروجين بإلكترون مع ذرّة أكسجين واحدة بحيث تصل جميعها إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل. وكما ترى في الترتيب الإلكتروني النقطي الموضّح في المعادلة أدناه، فإن ذرّة الأكسجين في جزيء الماء لها زوجان من إلكترونات التكافؤ غير التساهمية أو غير المرتبطة.

$$2H\cdot + :\ddot{O}\cdot \longrightarrow :\ddot{O}:H \quad \text{أو} \quad :\ddot{O}-H$$
$$\qquad\qquad\quad \ddot{H} \qquad\qquad\quad |$$
$$\qquad\qquad\qquad\qquad\quad H$$

ذرّتا هيدروجين — ذرّة أكسجين — جزيء الماء

يمكنك كتابة الصيغة الإلكترونية النقطية للأمونيا NH_3 بالطريقة نفسها. ويحتوي جزيء الأمونيا على زوج واحد من إلكترونات التكافؤ غير التساهمية.



مثال (1)

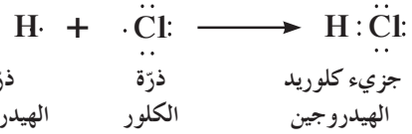
يحتوي كلوريد الهيدروجين HCl، وهو جزيء ثنائي الذرّة، على رابطة تساهمية أحادية. ارسم الصيغة الإلكترونية النقطية لجزيء HCl.

طريقة التفكير في الحلّ

1. **حلّلْ: صمّم خطّة استراتيجية لحلّ السؤال.**

في الرابطة التساهمية الأحادية، لا بدّ من أن تتقاسم كلّ من ذرّة الكلور وذرّة الهيدروجين زوجًا من الإلكترونات، فتساهم كلّ ذرّة بإلكترون واحد في الرابطة. تُكتب أوّلًا الترتيبات الإلكترونية النقطية لكلّ من الذرّتين ثمّ توضّح المساهمة الإلكترونية في المركّب الناتج من تفاعل الذرّتين.

2. **حلّ: طبّق خطّة استراتيجية لحل السؤال.**



3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**

تُظهر الترتيبات الإلكترونية النقطية لكلّ من ذرّة الهيدروجين وذرّة الكلور أنّ لكلّ ذرّة إلكترونًا مفردًا. من خلال المشاركة أو المساهمة بهذين الإلكترونين، يصل الترتيب الإلكتروني لكلّ من الذرّتين تباعًا إلى الترتيب الإلكتروني لكلّ من الغاز النبيل الهيليوم والغاز النبيل الأرجون.

الكيمياء الرياضية

ترتيبات لويس الإلكترونية النقطية

تعلّمت سابقًا أنّ إلكترونات التكافؤ لذرّة ما تدخل في تكوين الروابط الكيميائية ونظرًا لأهمّية هذه الإلكترونات، فإنّه من المهمّ أن تكون قادرًا على دراسة إلكترونات التكافؤ الخاصّة بالذرّات والمركّبات. يستخدم الكيميائيون تسمية خاصّة تُميّز الإلكترونات بالنقاط، والروابط الناتجة منها بالخطوط. تُعرف هذه التسمية بترتيب لويس الإلكتروني النقطي نسبة للعالم الأميركي جيلبرت لويس.

تعرّفت في سياق سابق ترتيبات لويس الإلكترونية النقطية، والآن فإنّه من المناسب مراجعة هذه الترتيبات، التي سيُستَعان بها لشرح المفاهيم في هذه الوحدة الدراسية وفي الوحدات القادمة. ستساعدك كتابة الترتيبات الإلكترونية على فهم كيفية ترتيب الإلكترونات في الجزيئات وإعادة ترتيبها أثناء التفاعلات الكيميائية وكيفية مساهمة الإلكترونات في تحديد شكل جزيء ما.

الترتيبات الإلكترونية النقطية للذرّات Electron–Dot Structures for Atoms

في الترتيب الإلكتروني النقطي، يمثّل رمز العنصر نواة الذرّة وإلكتروناتها الداخلية معًا، فيما تمثّل النقاط التي توضع حول رمز العنصر إلكترونات التكافؤ.

لكتابة الترتيب الإلكتروني النقطي لذرّة ما، عليك الاستعانة بالجدول الدوري ص 38–39 لمعرفة عدد إلكترونات التكافؤ. على سبيل المثال، لليود سبعة إلكترونات تكافؤ. اكتب رمز الذرّة ثمّ ضع النقاط حول الرمز ولا تكتب أكثر من نقطتين على كلّ جانب من جانبي الرمز الكيميائي. بذلك، يكون الترتيب الإلكتروني النقطي لليود هو:

2. الروابط التساهمية الثنائية والثلاثية

Double and Triple Covalent Bonds

في بعض الأحيان، تساهم الذرّات بأكثر من زوج واحد من الإلكترونات لتصل إلى الترتيبات الإلكترونية الثابتة للغاز النبيل. **الروابط التساهمية الثنائية Double Covalent Bonds هي روابط يتقاسم فيها زوج من الذرّات زوجين من الإلكترونات. أمّا الروابط التساهمية الثلاثية Triple Covalent Bonds فهي روابط يتقاسم فيها زوج من الذرّات ثلاثة أزواج من الإلكترونات.**

يُعتبر الأكسجين O_2 مثالًا على جزيء يحوي رابطة تساهمية ثنائية وفقًا لقاعدة الثمانية. تحتوي كلّ ذرّة أكسجين في الجزيء على ستّة إلكترونات، ولكي تكمل ثمانية إلكترونات في غلاف تكافئها، فإنّها تساهم بزوج من إلكتروناتها مع ذرّة أكسجين أخرى. تساهم هذه الأخيرة بدورها بزوج من إلكتروناتها لتكمل عدد الثمانية (أي تتقاسم ذرّتا الأكسجين زوجين من الإلكترونات) لتتكوّن الرابطة التساهمية الثنائية.

$$:\dot{O}. \quad + \quad .\dot{O}: \longrightarrow :\ddot{O}::\ddot{O}: \quad \text{أو} \quad :O = O:$$

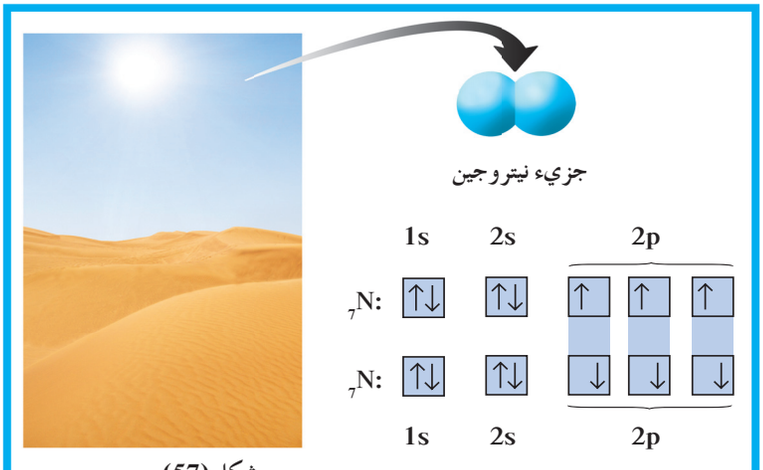
ذرّة أكسجين — ذرّة أكسجين — جزيء الأكسجين

تتكوّن الرابطة في جزيء النيتروجين وفقًا لقاعدة الثمانية. يحتوي جزيء N_2 على رابطة تساهمية ثلاثية وجميع الإلكترونات فيه مزدوجة (شكل 57). تحوي كلّ ذرّة نيتروجين في الجزيء زوجًا واحدًا من الإلكترونات غير المشاركة.

كم عدد الإلكترونات التي على ذرّة النيتروجين المفردة التي تساهم بها لتصل إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل النيون؟

$$:\dot{N}\cdot \quad + \quad \cdot\dot{N}: \longrightarrow :N::N: \quad \text{أو} \quad :N \equiv N:$$

ذرّة نيتروجين — ذرّة نيتروجين — جزيء نيتروجين



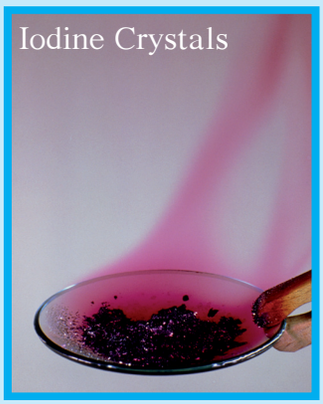
شكل (57)
النيتروجين هو مكوّن أساسي للغلاف الجوي. تساهم ثلاثة أزواج من الإلكترونات (مزدوجة، أي متعاكسة المغزل) في جزيء النيتروجين.

نلاحظ حتّى الآن أنّ جميع الأمثلة تتضمّن روابط تساهمية متعدّدة تتكوّن في جزيئات ثنائية الذرّات، ويوضّح الجدول (12) خواصّ العناصر التي تتواجد كجزيئات ثنائية الذرّة واستخداماتها (لاحظ أنّ الذرّتين متماثلتان).

الاسم	الصيغة الكيميائية	الترتيب	الخواصّ والاستخدامات
الفلور	F_2	$:\ddot{F} - \ddot{F}:$	غاز فعّال وسامّ لونه أصفر مخضرّ. تضاف مركّبات هالوجين الفلور إلى ماء الشرب وإلى معجون الأسنان للمحافظة على صحة الأسنان.
الكلور	Cl_2	$:\ddot{Cl} - \ddot{Cl}:$	غاز فعّال وسامّ لونه أخضر مصفرّ. يستخدم هالوجين الكلور في الاستخدامات المنزلية كمنتجات مساحيق تبييض الملابس.
البروم	Br_2	$:\ddot{Br} - \ddot{Br}:$	سائل كثيف برائحة نفاذة لاذعة ولونه بني محمرّ. تستخدم مركّبات هالوجين البروم في تحضير المستحلب الفوتوغرافي.
اليود	I_2	$:\ddot{I} - \ddot{I}:$	صلب كثيف ولونه ما بين الرمادي والأسود، يعطي أبخرة بنفسجية وهو من سلسلة الهالوجينات. يستخدم محلول اليود المحضر في الكحول كمطهر (صبغة اليود).
الهيدروجين	H_2	$H - H$	غاز عديم اللون والطعم والرائحة، وهو أخف العناصر المعروفة.
النيتروجين	N_2	$:N \equiv N:$	غاز عديم اللون والطعم والرائحة. وهو يشغل 80% من حجم الهواء الجوي.
الأكسجين	O_2	$:\ddot{O} = \ddot{O}:$	غاز عديم اللون والطعم والرائحة، وهو حيوي ومهم للحياة. يشغل الأكسجين 20% من حجم الهواء الجوي.

جدول (12)

العناصر ثنائية الذرّة



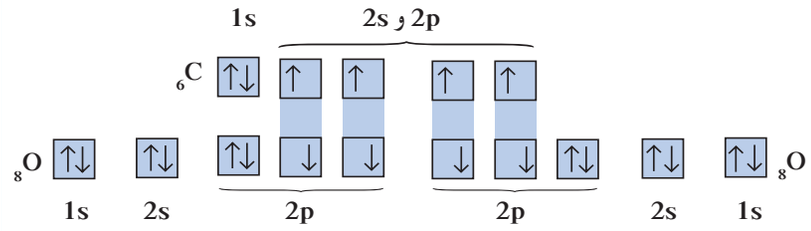
يمكن للروابط التساهمية المتعدّدة أن تتواجد أيضًا بين ذرّات عناصر مختلفة مثل ثاني أكسيد الكربون CO_2، الموضّح في (شكل58)، حيث يتقاسم الكربون زوجين من الإلكترونات مع كلّ ذرّة أكسجين مكوّنًا رابطتين تساهميتين ثنائيتين بين الكربون والأكسجين.

$$\cdot\dot{\underset{\cdot}{C}}\cdot + 2:\dot{\underset{\cdot}{\ddot{O}}}\cdot \longrightarrow \overset{\cdot\cdot}{O} = C = \overset{\cdot\cdot}{O}$$

ذرّة كربون — ذرّتا أكسجين — جزيء ثاني أكسيد الكربون

جزيء ثاني أكسيد الكربون

شكل (58)
يذوب غاز ثاني أكسيد الكربون في الماء، ويُستخدم في الكثير من المشروبات الغازية.



مراجعة الدرس 2-1

1. كيف تُمثَّل كلّ من الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية في الترتيبات الإلكترونية النقطية؟
2. ما المعلومات التي توضّحها الصيغة البنائية للمركّب الذي تُمثّله؟

الكيمياء الرياضية

تمثيل الجزئيات

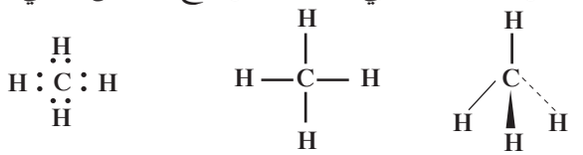
كما اتّضح من دراستك السابقة يمكن وصف الجزيئات بطرق مختلفة، وكلّ وصف لها يمدّنا بمعلومات خاصّة ومحدّدة عن الجزيء.

الصيغ الكيميائية

تدلّ الصيغة الكيميائية على أنواع الذرّات وأعدادها في مركّب جزيئي، ولكنّها لا تعطينا أيّ معلومات عن الشكل الجزيئي. على سبيل المثال، الصيغة الكيميائية للميثان هي: CH_4.

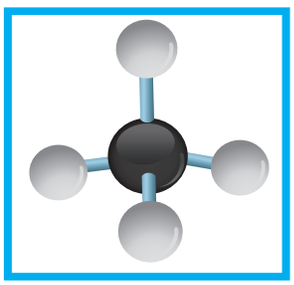
الصيغ البنائية

تشير الصيغ البنائية إلى الذرّات التي ترتبط ببعضها بعضًا في الجزيء، ولكنّها لا تعطي تركيبًا ثلاثي الأبعاد للجزيء. إنّ أحد أنواع الصيغ البنائية هي الترتيب الإلكتروني النقطي والتي استخدمها لويس لتمثيل إلكترونات التكافؤ لكلّ ذرّة. وفي نوع آخر من الصيغ البنائية، نجد تلك التي تُعرف بالرابطة الخطّية حيث تُستخدم الخطوط لتمثيل الروابط التساهمية في الجزيء. تُستبدل أحيانًا خطوط الروابط بتركيب إسفيني (وتدي) لتمثيل الجزيء في منظور مبسّط ثلاثي الأبعاد. يوضّح الشكل التالي صيغًا بنائية مختلفة لجزيء الميثان.



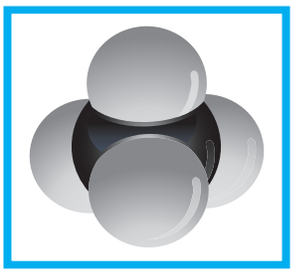
الترتيب الإلكتروني النقطي | تركيب الرابطة الخطّي | التركيب الإسفيني

نماذج الكرة والعصا



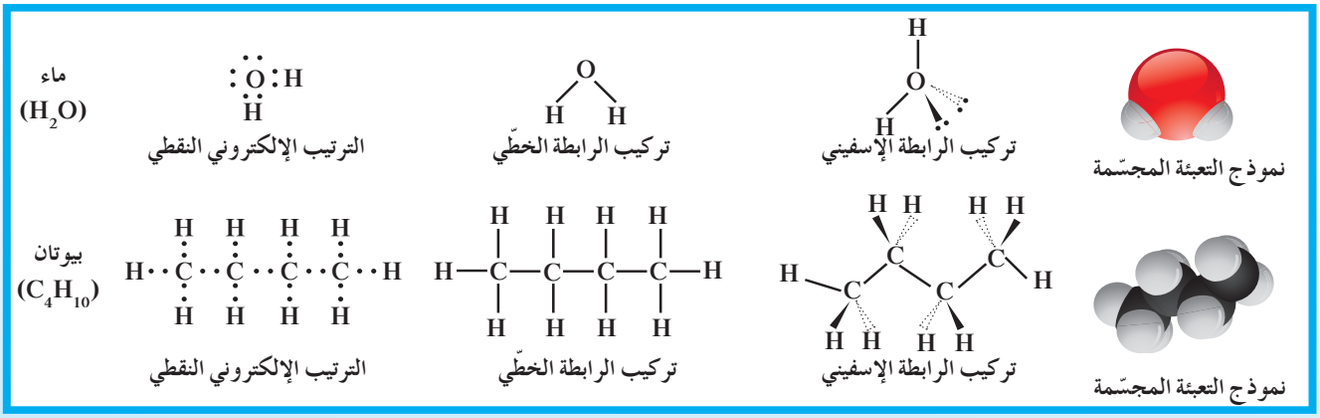
في هذه الطريقة، تُستخدم الكرات لتمثيل نواة الذرّة وإلكترونات الغلاف الداخلي، وتُستخدم العصيّ لتمثيل الروابط. يوضّح نموذج الكرة والعصا شكلًا مجسّمًا (ثلاثي الأبعاد) للجزيء، ويعرض الشكل المقابل نموذج الكرة والعصا للميثان.

نماذج التعبئة المجسّمة (ثلاثية الأبعاد)



في هذه الطريقة، تُستخدم الكرات لتوضّح كلًّا من الأحجام النسبية للذرّات، وشكل الجزيء المجسّم في اتّجاهات المحاور الثلاثة ولا تُستخدم العصيّ لتوضيح الروابط. يُعدّ تطبيق هذه النماذج أكثر واقعية في تمثيل الجزيئات، لأنّها تُعتبر نسخًا مجسّمة على أساس مقياس كبير للجزيئات الفعلية. ويوضّح الشكل المقابل نموذج التعبئة المجسمة للميثان.

أمثلة: تعرض الأمثلة التالية الطرق المختلفة لتمثيل جزيئات الماء والبيوتان:



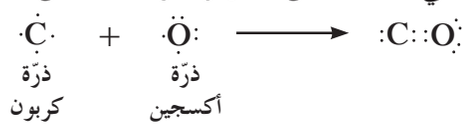
الدرس 2-2

الرابطة التساهمية التناسقية
Coordinate Covalent Bond

الأهداف العامة

- يستخدم الترتيبات الإلكترونية النقطية لتوضيح الروابط التساهمية التناسقية.

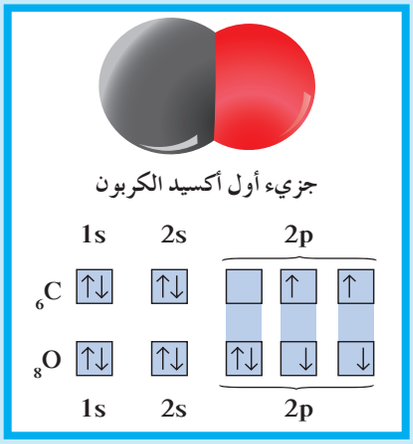
يُعتبر جزيء أول أكسيد الكربون CO مثالًا على الرابطة التساهمية التناسقية ويختلف عن الرابطة التساهمية في الماء والأمونيا وثاني أكسيد الكربون. تحتاج ذرّة الكربون في جزيء CO إلى اكتساب أربعة إلكترونات لتصل إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل النيون، بينما تحتاج ذرّة الأكسجين إلى إلكترونين. ويمكن لكلتا الذرّتين أن تصلا إلى الترتيبات الإلكترونية للغاز النبيل، وذلك من خلال نوع آخر من الروابط يسمّى بالرابطة التساهمية التناسقية. ولكي نعرف كيفية تكوين هذه الرابطة، نبدأ بالنظر إلى الرابطة التساهمية الثنائية التي تحدث بين الكربون والأكسجين كما يلي:



1. الرابطة التساهمية التناسقية
Coordinate Covalent Bond

نجد في المعادلة السابقة أنّ غلاف التكافؤ لذرّة الأكسجين قد اكتمل بثمانية إلكترونات، ووصلت إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل، في حين لم تصل ذرّة الكربون إلى الترتيب الثماني. ويمكن حلّ هذه المشكلة كما هو موضّح في (شكل 59). وتصل ذرّة الكربون إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل إذا منحت ذرّة الأكسجين زوجًا من إلكتروناتها غير المشاركة كرابطة إضافية للرابطة التساهمية الثنائية بين ذرّتي الكربون والأكسجين.

تُعرف الرابطة التساهمية التي تساهم فيها ذرّة واحدة بكلّ من إلكترونات الرابطة (أي تتقاسم زوج الإلكترونات ذرّة واحدة بين ذرّتين) بالرابطة التساهمية التناسقية Coordinate Covalent Bond. يمكنك تمثيل الروابط التساهمية التناسقية في الصيغة التركيبية بأسهم تتّجه من الذرّة المانحة لزوج الإلكترونات إلى الذرّة المستقبلة لها. الصيغة البنائية لجزيء أوّل أكسيد الكربون والذي يحتوي على رابطة تساهمية ثنائية ورابطة تساهمية تناسقية واحدة هي :C ≡ O:.



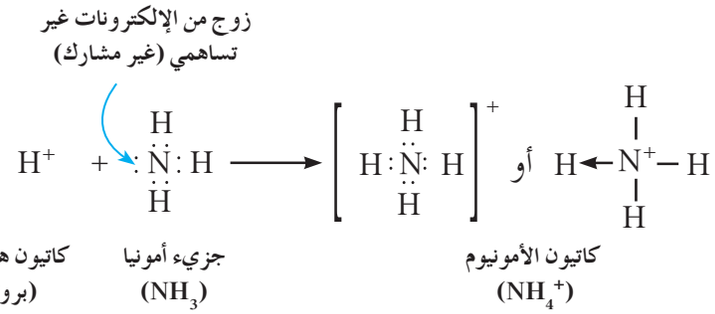
شكل (59)
في الرابطة التساهمية التناسقية يتمّ اقتسامّ زوج إلكترونات الرابطة من ذرّة واحدة بين ذرّتين (أي تقوم ذرّة واحدة من بين الذرّتين المرتبطتين بإعطاء زوج إلكترونات الرابطة).
أيّ من الذرّتين في جزيء أوّل أكسيد الكربون هي التي تعطي زوجًا من الإلكترونات للذرّة الأخرى في الروابط التي تتكوّن بين الأكسجين والكربون؟

ومن المهمّ أن تتذكّر أنّه بمجرّد تكوين الرابطة التساهمية التناسقية، فإنّها لا تختلف عن أيّ رابطة تساهمية أخرى، وأنّ الفرق الوحيد بينهما هو مصدر إلكترونات الرابطة.

هل الذرّتان تتقاسمان زوج إلكترونات الرابطة أم أنّ ذرّة واحدة فقط هي التي تعطي زوج إلكترونات الرابطة؟

يحتوي كاتيون الأمونيوم NH_4^+ المتعدّد الذرّات على رابطة تساهمية تناسقية. ويتكوّن هذا الأيون عندما ينجذب كاتيون الهيدروجين H^+ إلى زوج الإلكترونات غير التساهمي لجزيء الأمونيا NH_3 ويلتصق به. ونجد أنّ كاتيون الأمونيوم مكوّن مهمّ لبعض الأسمدة النيتروجينية (شكل 60).

شكل (60)
يتواجد كاتيون الأمونيوم (NH_4^+) المتعدّد الذرّات في كبريتات الأمونيوم وهو مكوّن مهمّ للسماد المستخدم في المحاصيل الزراعية والحدائق المنزلية والنباتات التي تزرع في الأوعية الفخارية أو البلاستيكية.



مثال (2)

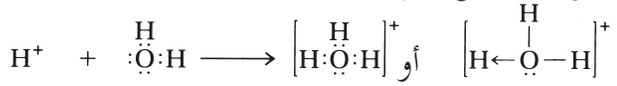
يحتوي كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+ المتعدّد الذرّات على رابطة تساهمية تناسقية ويتكوّن عندما ينجذب كاتيون الهيدروجين ذو الشحنة الموجبة إلى زوج الإلكترونات غير التساهمي في جزيء الماء. اكتب الترتيب الإلكتروني النقطي لكاتيون الهيدرونيوم.

طريقة التفكير في الحلّ

1. **حلّلْ: صمّم خطّة استراتيجية لحلّ السؤال.**

يتكوّن H_3O^+ بإضافة كاتيون الهيدروجين إلى جزيء الماء. اكتب الترتيب الإلكتروني النقطي لجزيء الماء، ثمّ أضف كاتيون الهيدروجين. يجب أن يساهم الأكسجين مع كاتيون الهيدروجين المضاف ليكوّن رابطة تساهمية تناسقية.

2. **حلّ: طبّق خطّة استراتيجية لحلّ السؤال.**



3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**

ذرّة الأكسجين في كاتيون الهيدرونيوم لديها ثمانية إلكترونات تكافؤ، وكلّ ذرّة هيدروجين لديها إلكترونا تكافؤ بالمشاركة. يؤدّي هذا إلى وصول كلّ من ذرّة الهيدروجين وذرّة الأكسجين إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل. وحيث إنّ جزيء الماء متعادل كهربائيًّا، وكاتيون الهيدروجين يحمل شحنة موجبة واحدة، يكون لكاتيون الهيدرونيوم الناتج شحنة موجبة واحدة (+1).

الاسم	الصيغة الكيميائية	الترتيب	الخواص والاستخدامات
أوّل أكسيد الكربون	CO	$:C \equiv O:$	غاز عديم اللون وسامّ للغاية. ملوِّث رئيسي للهواء ويوجد في دخان السجائر وعوادم السيارات.
ثاني أكسيد الكربون	CO_2	$:\ddot{O}=C=\ddot{O}:$	غاز عديم اللون. مكوِّن طبيعي من مكوّنات الهواء وينطلق أثناء عمليات التنفس وهو أساسي لنموّ النبات.
الماء	H_2O	$\ddot{O}$ / H H	سائل عديم اللون والطعم والرائحة، درجة تجمّده 0 °C ودرجة غليانه 100 °C. يحتوي جسم الإنسان على 60% تقريبًا من الماء.
فوق أكسيد الهيدروجين (ماء الأكسجين)	H_2O_2	H $:\ddot{O}-\ddot{O}:$ H	سائل عديم اللون غير ثابت عندما يكون نقيًّا، ويُستخدم كوقود للصواريخ، ويُستخدم تركيز 3% منه كمطهّر وكمزيل للألوان وتبييض القماش.
ثاني أكسيد الكبريت ثالث أكسيد الكبريت	SO_2 SO_3	$:\ddot{O}=\ddot{S}\rightarrow\ddot{O}:$ $:\ddot{O}=S\rightarrow\ddot{O}:$ $\rightarrow\ddot{O}:$	أكاسيد للكبريت تتكوّن عند احتراق الفحم ومنتجات البترول، وهي ملوّثات رئيسية للهواء في المناطق الصناعية، وتتسبّب أكاسيد الكبريت في أمراض الجهاز التنفسي.
الأمونيا	NH_3	$H-\ddot{N}-H$ (H)	غاز عديم اللون برائحة نفّاذة يذوب بشدّة في الماء، والأمونيا المستخدمة في الأغراض المنزلية هي عبارة عن محلول غاز الأمونيا في الماء.
سيانيد الهيدروجين	HCN	$H-C\equiv N:$	غاز سامّ عديم اللون برائحة اللوز.
فلوريد الهيدروجين	HF	$H-\ddot{F}:$	هاليدات الهيدروجين الأربعة تذوب بشدّة في الماء. كلوريد الهيدروجين غاز عديم اللون برائحة نفّاذة يذوب بسهولة في الماء ليعطي محلولًا يسمّى حمض الهيدروكلوريك.
كلوريد الهيدروجين	HCl	$H-\ddot{Cl}:$	
بروميد الهيدروجين	HBr	$H-\ddot{Br}:$	
يوديد الهيدروجين	HI	$H-\ddot{I}:$	

جدول (13)

بعض المركّبات التساهمية الشائعة

ترتبط الذرّات في الأيونات المتعدّدة الذرّات بروابط تساهمية، ويمكنك كتابة الترتيبات الإلكترونية النقطية لهذه الأيونات. توضّح الشحنة السالبة للأنيون متعدّد الذرّات عدد الإلكترونات المضافة إلى إلكترونات تكافؤ الذرّات الموجودة في الأنيون. وحيث إنّ الأنيون متعدّد الذرّات يعتبر جزءًا من المركّب الأيوني، فإنّ شحنة الكاتيون للمركّب الأيوني يجب أن تعادل هذه الإلكترونات المضافة.

مراجعة الدرس 2-2

1. اكتب الترتيب الإلكتروني النقطي للجزيء التالي:
   يوريا $CO(NH_2)_2$
2. اكتب الترتيب الإلكتروني النقطي لكلّ من الذرّات التالية:
   $_{16}S$ ،$_{13}Al$ ،$_{7}N$ ،$_{1}H$ ،$_{17}Cl$ ،$_{8}O$

الكيمياء في خدمة المجتمع

العلاقة بين الموادّ التي تحجب الشمس والروابط التساهمية

أشعّة الشمس مفيدة لتكوين الفيتامين د الذي يُعدّ مهمًّا للعظام والأسنان، ولكن!

- تساهم الأشعّة فوق البنفسجية الموجودة في أشعّة الشمس في تكسير الروابط التساهمية الموجودة في جزيئات خلايا جلد الإنسان، ما يؤدّي إلى تدمير هذه الخلايا. وقد تتسبّب هذه الأشعّة بتدمير جزيئات الحمض النووي لخلايا الجلد، ما يؤدّي إلى عرقلة مهامها، فتبدأ بالانقسامّ من دون تحكّم ما يتسبّب بمرض سرطان الجلد.
- للحماية من تأثير الأشعّة فوق البنفسجية، من الأفضل الابتعاد عن أشعّة الشمس أو استخدام المستحضرات الطبية الخاصّة (الكريمات) التي تحتوي على مركّبات تمتصّ الأشعّة من خلال كسر روابطها التساهمية، وبالتالي تحمي الروابط التساهمية للخلايا الجلدية.

يعتمد استخدام المستحضر على عدّة عوامل منها:

- نوع الجلد
- الكمّية المستخدمة
- تكرار الاستخدام
- النشاطات التي يقوم بها الشخص، مثل السباحة.

لذلك من المستحسن استشارة المختصّين بهدف اختيار المستحضر المناسب.

مراجعة الوحدة الثانية

المصطلحات العلمية

Valence electron	إلكترون التكافؤ
Halide ion	أيون الهاليد
Electron–dot structure	الترتيب الإلكتروني النقطي
Single covalent bond	رابطة تساهمية أحادية
Ionic bond	رابطة أيونية
Coordinate covalent bond	رابطة تساهمية تناسقية
Triple covalent bond	رابطة تساهمية ثلاثية
Double covalent bond	رابطة تساهمية ثنائية
Unshared electron pair	زوج إلكترونات غير مشارك
Structural formula	الصيغة البنائية
Coordination number	عدد التناسق
Octet rule	قاعدة الثمانية

ملخص لمفاهيم الأجزاء التي جاءت في الوحدة

(1 – 1) الترتيب الإلكتروني في الرابطة الأيونية

- ترتبط الذرّات في المركّبات ببعضها بروابط كيميائية. وتتكوّن الروابط الكيميائية عبر مشاركة إلكترونات التكافؤ أو انتقالها بين أزواج من الذرّات.
- تصل الذرّات المرتبطة إلى الترتيب الإلكتروني الثابت للغاز النبيل، وتوجد الغازات النبيلة نفسها في صورة ذرّات مفردة، لأنّ ترتيبها الإلكتروني هو أكثر الحالات استقرارًا.
- عدد إلكترونات التكافؤ في العناصر المثالية يساوي رقم المجموعة التي يوجد فيها العنصر في الجدول الدوري.
- ينتج من انتقال إلكترون تكافؤ واحد أو أكثر بين الذرّات تكوّن أيونات مشحونة بشحنات موجبة وسالبة أي تكوّن كاتيونات وأنيونات.

(1 – 2) الروابط الأيونية

- التجاذب بين الأنيون والكاتيون هو رابطة أيونية والمركّب الذي توجد فيه روابط أيونية هو مركّب أيوني.
- على درجة حرارة الغرفة، تكون جميع المركّبات الأيونية تقريبًا موادّ صلبة متبلّرة، وهي تتمتّع، بصفة عامّة، بدرجة انصهار مرتفعة. تساوي الشحنة الموجبة الإجمالية في المركّب الأيوني الشحنة السالبة الإجمالية، وبالتالي يكون المركّب الأيوني متعادلًا كهربائيًّا.
- تتكوّن المركّبات الأيونية الصلبة من كاتيونات وأنيونات موجبة وسالبة مرتّبة بنظام دقيق ومتلاصقة. يدلّ عدد التناسق لأيون ما على عدد الأيونات المضادّة له في الشحنة والمحيطة به في البلّورة.
- توصل المركّبات الأيونية الكهرباء عندما تُصهَر أو تُذاب في محاليل مائية إذ تتمتّع الأيونات بحرّية في الحركة عندما يُطبّق عليها جهد كهربائي.

(2 – 1) الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية

- تكوّن الذرّات روابط تساهمية عندما تتقاسم الإلكترونات ليبلغ كلّ منها الترتيب الثماني الثابت.
- تتكوّن الرابطة التساهمية الأحادية عندما تشارك ذرّتا الرابطة زوجًا من إلكترونات التكافؤ. في بعض الأحيان، تتقاسم الذرّتان زوجين أو ثلاثة أزواج من الإلكترونات لتكوين روابط تساهمية ثنائية أو ثلاثية.

(2 – 2) الرابطة التساهمية التناسقية

- في بعض الأحيان، تعطي إحدى الذرّات زوج إلكترونات الرابطة. يُسمّى هذا النوع من الرابطة بالرابطة التساهمية التناسقيّة.

خريطة مفاهيم الوحدة

استخدم المفاهيم الموضّحة في الشكل التالي لرسم خريطة تُنظِّم الأفكار الرئيسة التي جاءت في الوحدة:

تحقق من فهمك

1. عرّف إلكترونات التكافؤ.
2. اذكر أسماء الهالوجينات الأربعة الأولى. في أيّ مجموعة من الجدول الدوري تقع هذه الهالوجينات وما عدد إلكترونات التكافؤ في كلّ منها؟
3. كم عدد الإلكترونات في كلّ من الذرّات التالية؟ وفي أيّ مجموعة تندرج كلّ ذرّة؟

(أ) النيتروجين $_{7}N$ (ب) الليثيوم $_{3}Li$ (جـ) الفوسفور $_{15}P$ (د) الباريوم $_{56}Ba$

4. اكتب الترتيب الإلكتروني النقطي لكلّ من العناصر التالية:

(أ) $_{17}Cl$ (ب) $_{16}S$ (جـ) $_{13}Al$ (د) $_{3}Li$

5. فسّر هذه الجملة: "ذرّات عناصر الغازات النبيلة ثابتة."
6. كم عدد الإلكترونات التي يجب أن تفقدها كلّ من الذرّات التالية لتصل إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل؟

(أ) $_{20}Ca$ (ب) $_{13}Al$ (جـ) $_{3}Li$ (د) $_{56}Ba$

7. اكتب صيغة الأيون المتكوّن عندما تفقد ذرّات العناصر التالية إلكترونات تكافئها:

(أ) الألمينيوم $_{13}Al$ (ب) الليثيوم $_{3}Li$ (جـ) الباريوم $_{56}Ba$ (د) البوتاسيوم $_{19}K$

(هـ) الكالسيوم $_{20}Ca$ (و) الإسترانشيوم $_{38}Sr$

8. اكتب الترتيبات الإلكترونية لكاتيونات ثلاثية الشحنة (+3) للعناصر التالية:

(أ) الكروم $_{24}Cr$ (ب) المنجنيز $_{25}Mn$ (جـ) الحديد $_{26}Fe$

9. لماذا تميل اللافلزّات إلى تكوين أنيونات عندما تتفاعل لتكوين المركّبات؟
10. ما صيغة الأيون المتكوّن عندما تكتسب أو تفقد ذرّات العناصر التالية إلكترونات تكافؤ وتصل إلى الترتيبات الإلكترونية للغازات النبيلة؟

(أ) الكبريت $_{16}S$ (ب) الصوديوم $_{11}Na$ (جـ) الفلور $_{9}F$ (د) الفوسفور $_{15}P$

11. كم عدد الإلكترونات التي يجب أن تكتسبها ذرّات كلّ من العناصر التالية لتصل إلى الترتيب الإلكتروني الثابت؟

(أ) $_{7}N$ (ب) $_{16}S$ (جـ) $_{17}Cl$ (د) $_{15}P$

12. اكتب صيغة الأيون المتكوّن عندما تكتسب ذرّات كلّ من العناصر التالية إلكترونات وتصل إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل.

(أ) $_{35}Br$ (ب) $_{1}H$ (جـ) $_{33}As$ (د) $_{34}Se$

13. اكتب الترتيبات الإلكترونية للذرّات والأيونات التالية، وعلل النتيجة التي تحصل عليها.

(أ) $_{7}N^{3-}$ (ب) $_{8}O^{2-}$ (جـ) $_{9}F^{-}$ (د) $_{10}Ne$

14. فسّر لماذا تكون المركّبات الأيونية متعادلة كهربائيًّا.
15. أيّ من أزواج العناصر التالية ليست مركّبات أيونية؟

(أ) الكبريت $_{16}S$ والأكسجين $_{8}O$ (ب) الفلور $_{9}F$ والهيدروجين $_{1}H$

(جـ) الصوديوم $_{11}Na$ والكبريت $_{16}S$ (د) الأكسجين $_{8}O$ والكلور $_{17}Cl$

16. اكتب صيغة الأيونات الموجودة في المركّبات التالية:

(أ) KCl (ب) $BaSO_4$ (جـ) $MgBr_2$ (د) Li_2CO_3

17. هل يمكنك توقّع عدد تناسق أيون من صيغة مركّب أيوني؟ فسّر إجابتك.

18. جميع المركّبات الأيونية صلبة. اذكر السبب.
19. فسّر لماذا يوصّل مصهور $MgCl_2$ الكهرباء في حين $MgCl_2$ المتبلّر لا يوصّل الكهرباء.
20. فسّر العبارة التالية: «النيون $_{10}Ne$ أحادي الذرّية في حين أنّ الكلور $_{17}Cl$ ثنائي الذرّية».
21. صنّف المركّبات التالية بين أيونية وتساهمية:

(أ) $MgCl_2$ (ب) Na_2S (جـ) H_2O (د) H_2S

22. اذكر الفرق بين خواص الرابطة الأيونية وخواص الرابطة التساهمية.
23. كم عدد الإلكترونات التي تتقاسمها الذرّتان في الرابطة التساهمية الثنائية؟ وما عددها في الرابطة التساهمية الثلاثية؟
24. اكتب الترتيبات الإلكترونية النقطية المقبولة للموادّ أدناه علمًا بأنّ كلًّا من هذه الموادّ يحتوي على روابط تساهمية أحادية فقط.

(أ) I_2 (ب) F_2

25. ميّز الرابطة التساهمية التناسقية وأعط مثالًا عليها.
26. اشرح لماذا تستطيع المركّبات التي تحتوي على الروابط التالية $C - N$ أو $C - O$ أحادية، أن تكوّن روابط تساهمية تناسقية مع H^+، في حين أنّ المركّبات التي تحتوي فقط على روابط $C - C$ أو $C - H$ لا تستطيع أن تكوّن روابط تساهمية تناسقية مع H^+.

اختبر مهاراتك

1. أيّ من الموادّ التالية يرجّح أن تكون غير أيونية؟

(أ) H_2O (ب) Na_2O (جـ) CO_2 (د) CaS

(هـ) NH_3 (و) SO_2

2. صمّم جدولًا يوضّح العلاقة بين رقم المجموعة، وإلكترونات التكافؤ المفقودة أو المكتسبة وصيغة الكاتيون أو الأنيون المتكوّنة للعناصر الفلزّية واللافلزّية التالية: $_{16}S$، $_{7}N$، $_{13}Al$، $_{20}Ca$، $_{11}Na$، $_{35}Br$.
3. اكتب الصيغ الإلكترونية النقطية للذرّات التالية:

(أ) $_{6}C$ (ب) $_{4}Be$ (جـ) $_{8}O$ (د) $_{9}F$

(هـ) $_{11}Na$ (و) $_{15}P$

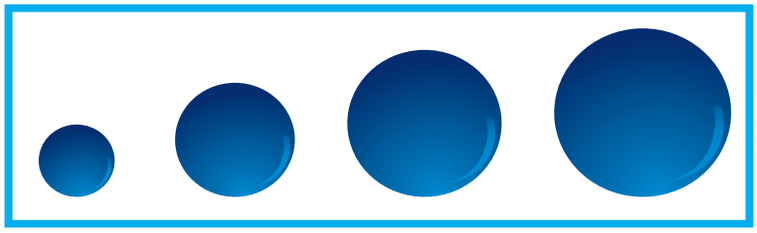
4. وضّح العلاقة بين الترتيب الإلكتروني النقطي لعنصر مثالي ما ومكانه في الجدول الدوري.
5. في ضوء مفهوم الإلكترونات، لماذا يحمل الكاتيون شحنة موجبة؟
6. لماذا يحمل الأنيون شحنة سالبة؟
7. اكتب الترتيبات الإلكترونية للكاتيونات ثنائية الشحنة (+2) للعناصر التالية:

(أ) $_{26}Fe$ (ب) $_{27}Co$ (جـ) $_{28}Ni$

8. اكتب الترتيبات الإلكترونية للذرّات والأنيونات التالية وعلّل النتائج:

(أ) $_{18}Ar$ (ب) $_{17}Cl^-$ (جـ) $_{16}S^{2-}$ (د) $_{15}P^{3-}$

9. تمثّل الأشكال الكروية في الرسم أدناه الأقطار النسبية لذرّات وأيونات. رتّب التسلسل في (أ) و(ب) بحيث تتناسب الأحجام النسبية للجسيمات مع الزيادة في حجم الأشكال الكروية.



(أ) ذرّة الأكسجين، أنيون الأكسيد، ذرّة الكبريت، أنيون الكبريتيد

(ب) ذرّة الصوديوم، كاتيون الصوديوم، ذرّة البوتاسيوم، كاتيون البوتاسيوم

10. اكتب الترتيبات الإلكترونية الكاملة للذرّات والكاتيونات أدناه، وعلّل نتائج كلّ مجموعة:

(أ) $_{18}Ar$ ، $_{19}K^{+}$ ، $_{20}Ca^{2+}$

(ب) $_{10}Ne$ ، $_{11}Na^{+}$ ، $_{12}Mg^{2+}$ ، $_{13}Al^{3+}$

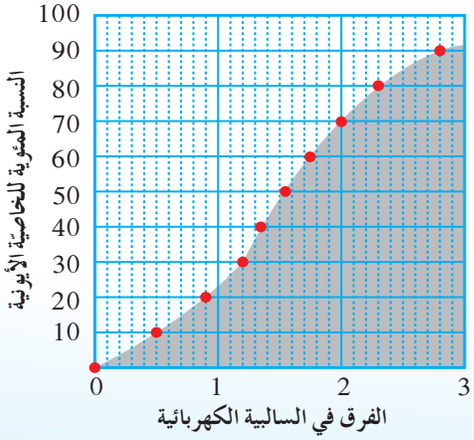
11. اشرح لماذا تختلف الترتيبات البلّورية لكلوريدات الفلزّات القلوية المتشابهة كيميائيًّا NaCl و CsCl، في حين تتشابه الترتيبات البلّورية لمركّبات NaCl وMnS المختلفة كيميائيًّا.

12. صنّف كلًّا من الذرّات التالية على أساس إمكانية تكوينها لكاتيونات أو أنيونات، أو عدم نشاطها الكيميائي. بالنسبة إلى الذرّات التي تكوّن أيونات أثناء تفاعلها الكيميائي، اكتب عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها مثل هذه الذرّات.

(أ) الليثيوم **(ب)** الصوديوم **(جـ)** النيون

(د) المغنيسيوم **(هـ)** الكلور

13. يوضّح الرسم البياني أدناه كيف أنّ النسبة المئوية للخاصّية الأيونية للرابطة الأحادية تتغيّر وفقًا للفرق في السالبية الكهربائية بين العنصرين اللذين يكوّنان الرابطة. أجب عن الأسئلة التالية مستخدمًا هذا الرسم البياني و(جدول 9) صفحة 53.



(أ) ما العلاقة بين النسبة المئوية للخاصّية الأيونية للروابط الأحادية والفرق في السالبية الكهربائية ما بين عناصرها؟

(ب) ما الفرق في السالبية الكهربائية الذي ينتج في رابطة ذات نسبة مئوية للخاصّية الأيونية تساوي 50%؟

(جـ) قدّر النسبة المئوية للخاصّية الأيونية للروابط المكوّنة من:

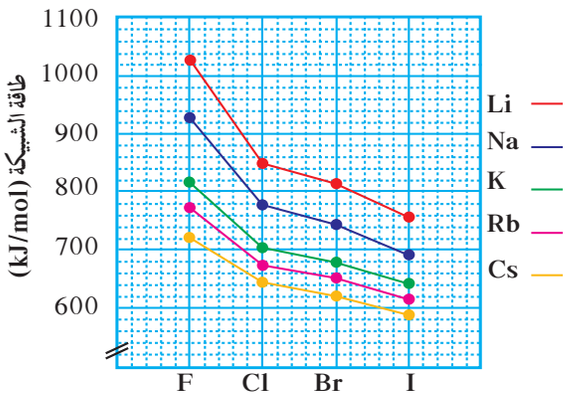
1 – الليثيوم $_{3}Li$ والأكسجين $_{8}O$

2 – المغنيسيوم $_{12}Mg$ والكلور $_{17}Cl$

14. راجع قائمة العناصر الموجودة في (جدول 13) ص 94.

ما الصفة المشتركة بين العناصر التي تكوّن روابط تساهمية؟ اذكر هذه العناصر.

15. طاقة الشبيكة هي الطاقة المطلوبة لتحويل مول واحد من المادّة الصلبة الأيونية المتبلّرة إلى أيونات غازية. يُظهر الشكل البياني التالي طاقة الشبيكة الخاصّة بالمركّبات الأيونية المتكوّنة من تفاعل كلّ من $_{3}Li$، $_{55}Cs$، $_{37}Rb$، $_{19}K$ و $_{11}Na$ مع كل من $_{53}I$، $_{35}Br$، $_{17}Cl$ و $_{9}F$. ادرس هذا الشكل ثمّ استنتج التدرّج الذي يوضّح الشكل من طاقة الشبكة لهاليدات الفلزّات القلوية.



مشروع الوحدة

1. تم تكليفك بأداء حصّة لمراجعة الصيغ البنائية قبل امتحان مادّة الكيمياء. اذكر الخطوط المرشدة التي ستستعين بها لتحديد ما إذا كانت الموادّ التالية تساهمية أو أيونية:

(أ) $H-H$ (ب) $Na^{+}Cl^{-}$ (جـ) $K^{+}I^{-}$

(د) $H-O-H$ (هـ) $O=C=O$

2. قم بإعداد بطاقات للمركّبات الموضّحة في (جدول 12)، واكتب على الجهة الأمامية للبطاقة اسم المركّب، وعلى الجهة الخلفيّة الصيغة الكيميائية والبنائية للمركّب نفسه. ادرس هذه البطاقات، وكن مستعدًّا لأداء امتحان بواسطتها في الحصة تحت عنوان: ضع اسمًا لهذا المركّب.
3. قم بزيارة الموقع RasMol على الإنترنت للحصول على نسخة مجمّعة من هذا البرنامج. وتتضمّن هذه النسخة الصور التوضيحية للأشكال البنائية للمركّبات، وكذلك نماذج عديدة من جزيئات البروتين ذات الأوزان الجزيئية الكبيرة، ثمّ قم بعرض ما حصلت عليه من معلومات عن طريق الكومبيوتر أمام زملائك في الفصل.

الوحدة الثالثة

كيمياء العناصر
The Chemistry of Elements

أنت تعرف أنّ أهمّ أهداف الجدول الدوري هو تصنيف العناصر لتسهيل دراستها بشكل منظّم. فبعد أن جُمعت العناصر في جدول وصُنّفت بحسب خواصّها الكيميائية والفيزيائية، لا بدّ من الإشارة في هذه الوحدة إلى قطاعات الجدول الدوري حيث يتمّ تقسيم العناصر بحسب ملء تحت مستويات الطاقة وهي (s، p، d، f). فعناصر المجموعة الرئيسة (A) تقع في القطاعين s و p، بينما تقع عناصر المجموعة الفرعية (B) في القطاعين d و f. وسنتطرّق أيضًا إلى دراسة كيمياء بعض عناصر قطاعات الجدول الدوري ص 39–38.

كيف ساهمت العناصر في خدمة الإنسان؟ لماذا يُستخدم الألمنيوم في صناعة كابلات الكهرباء ذات الضغط العالي، في حين لا يصلح الحديد أو النحاس لذلك؟

اكتشف بنفسك

معالجة الفلزّات

لإجراء هذا النشاط يجب توافر ما يلي: أربعة دبابيس تُستخدم في تثبيت الشعر – ملقط – كوب ماء بارد – قفّازات حامية من الحرارة – سطح مقاوم للحرارة (لوح سيراميك) – موقد حراري.

1. ارتد القفّاز الذي يحمي من الحرارة واستخدم الملقط لمسك دبّوس الشعر من الطرف المفتوح. سخّن طرف الدبّوس المنحني حتى يصل إلى درجة الاحمرار مستخدمًا الموقد الغازي، ثمّ ضعه على السطح المقاوم للحرارة ليبرد.
2. سخّن الطرف المنحني لدبّوس شعر آخر حتّى يصل إلى درجة الاحمرار، ثمّ أبعده عن اللهب وأسقطه في الحال في الماء البارد.
3. كرّر الخطوة رقم (1) بدبّوس شعر ثالث، وبعد التبريد أعد التسخين ولا تدعه يصل إلى درجة الاحمرار، واتركه يبرد ببطء في الهواء.
4. حاول أن تثني كل دبّوس شعر تمّ تسخينه وآخر لم يتمّ تسخينه.
5. معالجة الفلزّات هو التحكّم في صلابة الفلزّ ومرونته بالتسخين. قارن مرونة الدبابيس الثلاثة التي قمت بتسخينها بمرونة الدبّوس الرابع. أيّ منها يمكن أن تُستخدم كمقياس (لمقارنة في درجة الصلابة أو المرونة)؟ وأيّ منها أكثر مرونة، وأيّ منها أقلّ مرونة، وكيف يؤثّر التبريد البطيء في المرونة؟ بعد دراستك هذه الوحدة ارجع لهذا النشاط واشرح النتائج.

فصول الوحدة

الفصل الأوّل
- كيمياء الفلزّات واللافلزّات

الفصل الثاني
- كيمياء الهيدروجين والغازات النبيلة

أهداف الوحدة

- يتعرّف قطاعات الجدول الدوري المختلفة.
- يفهم أهمّ الخواصّ المميّزة لكلّ قطاع.
- يعي أهمّية المحافظة على المصادر الطبيعية للعناصر.
- يدرك مضارّ سوء استخدام بعض العناصر ومركّباتها على البيئة.
- يقدّر مكانة العناصر في حياتنا بمعرفة استخداماتها.

معالم الوحدة

اكتشف بنفسك: معالجة الفلزّات

الكيمياء الرياضية: التصنيف

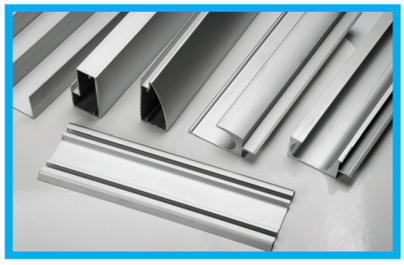
علاقة الكيمياء بالوعي البيئي: غاز الرادون

الكيمياء في خدمة الصناعة: الماس أفضل صديق للمهندس

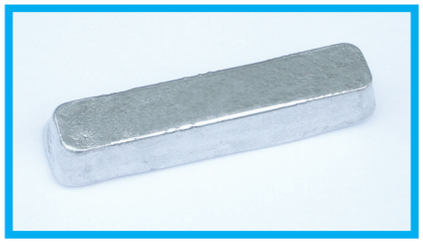
الفصل الأول

كيمياء الفلزّات واللافلزّات
The Chemistry of Metals and Non – Metals

إذا نظرت من حولك، تجد أنّ للفلزّات استخدامات عملية هامّة ومتنوّعة في حياتنا اليومية. فالألمنيوم يُستخدم في صناعة الأبواب، والشبابيك، وأواني طهي الطعام، وهياكل الطائرات. والمغنيسيوم يُستخدم في صنع بعض أنواع الطائرات وفي حماية الحديد من الصدأ، ويُستخدم الصوديوم في بعض السبائك لتحسين بنائها ولتنقية المعادن المصهورة.



ألمنيوم



المغنيسيوم

صوديوم

- لماذا هذا التنوّع في استخدام الفلزّات؟
- هل هو ناجم عن اختلاف في صفات هذه الفلزّات؟
- ما علاقة نشاطها الكيميائي بذلك؟

دروس الفصل

الدرس الأوّل

- عناصر القطاع (s)

الدرس الثاني

- عناصر القطاع (p)

الدرس 1-1

عناصر القطاع (s)
The s-Block Elements

الأهداف العامة

- يحدّد قائمة بمصادر الفلزّات القلوية وخواصّها واستخداماتها ومركّباتها.
- يصف الفلزّات القلوية الأرضية ويعطي استخدامات لمركّباتها.

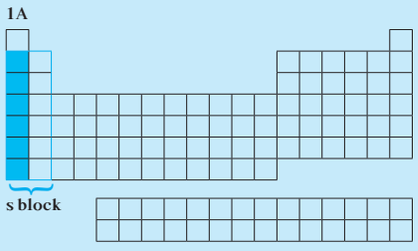
شكل (61)
إستخراج الملح من إحدى البحيرات الملحية

البحيرة الملحية عبارة عن مستودع مائي مغلق تتجمّع فيه المياه مشكّلة بحيرة تتميّز عن البحيرات الأخرى بالتركيز الملحي العالي. فمعدّل الملوحة فيها يكون على الأقل 300 ملّيجرام لكلّ لتر ماء، أي ما يقارب 3 إلى 5 بالمئة من نسبة الماء، الأمر الذي يسبّب تملّح المياه (شكل 61). أمّا ما يجاوز الـ 5% فيُعتبر ماء أجاجًا. أغلبية البحيرات الملحية غنية بأملاح الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والمغنيسيوم، وهي فلزّات المجموعتين 1A و2A في الجدول الدوري للعناصر.

1. الفلزّات القلوية The Alkali Metals

تعلّمت في الوحدة الأولى أنّ العناصر المثالية تشغل القطاع s والقطاع p في الجدول الدوري للعناصر، وذلك لأنّ إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي لهذه العناصر تقع في تحت مستويات الطاقة s وp. كما تعلم، تشغل العناصر الانتقالية القطاع d، وتشغل العناصر الانتقالية الداخلية القطاع f. يبلغ عدد الفلزّات ثلاثة أرباع $\left(\frac{3}{4}\right)$ العدد الكلّي للعناصر التي تزيد عن 100 عنصر معروف. تشغل الفلزّات جميع قطاعات f وs وd وحوالى نصف القطاع p. وتشغل اللافلزّات النصف الباقي من القطاع p في الركن الأيمن العلوي من الجدول الدوري. سوف نتناول في هذه الوحدة وصف كلّ قطاع، وبعض الخواصّ المميّزة للفلزّات واللافلزّات، واستخدامات كلّ منها عمليًّا.

الفلزّات القلوية هي عناصر المجموعة 1A (الشكل 62) وتنتشر الرواسب الغنية بأملاح الفلزّات القلوية في جميع أنحاء العالم.



شكل (62)
الفلزّات القلوية

وكما سبق أن ذكرنا، فإنّ مسطّحات الأملاح تحتوي على كمّيات هائلة من كلوريد الصوديوم وأملاح قلوية أخرى.

وقد نتج عن تبخّر مياه البحار القديمة رواسب أملاح الفلزّات القلوية التي تقع الآن في المناطق الجوفية تحت سطح الأرض. تتميّز أملاح الفلزّات القلوية بشدّة ذوبانها في الماء. وتقوم مياه الأمطار باستخلاص هذه الأملاح من التربة، وذلك بإذابتها حتى تحملها الأنهار إلى البحر. وتحتوي مياه البحار على حوالى 3% من أملاح فلزّات قلوية. ويوضّح الشكل (63) أنّ مياه البحر هي مصدر لملح الطعام.

شكل (63)
تنتج كميات كبيرة من كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) بتبخّر مياه البحار.

1.1 الخواصّ الفيزيائية Physical Properties

للفلزّات القلوية خواص فيزيائية مشتركة مثل البريق الساطع والتوصيل الحراري والكهربائي الجيّد، إلّا أنّ استخدام هذه العناصر واستغلال خواصها يُنذر بالخطر لأنّ هذه الفلزّات نشطة جدًّا. يُستثنى من ذلك الصوديوم الذي يُستخدم في تبريد المفاعلات النووية حيث تسمح خواص هذا المعدن، من حيث انخفاض درجة انصهاره وارتفاع درجة غليانه وتوصيله الجيّد للحرارة، بضخّه بسهولة عبر أنابيب تمرّ عبر لبّ المفاعل النووي. يمتصّ الصوديوم الحرارة بسرعة، ويُضخّ بعد ذلك خارج المفاعل عبر أنابيب المبادل الحراري.

أمّا بالنسبة إلى قيم طاقة التأيّن والسالبية الكهربائية، فهي منخفضة للفلزّات القلوية وذلك بسبب وجود إلكترون ضعيف الارتباط بنواة الذرّة.

وتُعتبر خاصّية أطياف الانبعاث إحدى أهمّ الخواصّ الطبيعية للفلزّات القلوية، والتي يمكن إحداثها عن طريق تمرير تفريغ كهربائي عبر بخارها أو بوضع القليل من أحد أملاحها في وسط لهب موقد بنزن لاختبارات اللهب «Flame tests» (الشكل 64).

شكل (64)
اختبارات اللهب للفلزّات القلوية.
هل تستطيع أن تحدّد الفلزّ من خلال ألوان اللهب؟

العنصر	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)	الكثافة (g/cm^3)	نصف القطر (nm)
الليثيوم	179	1336	0.53	0.123
الصوديوم	98	883	0.97	0.157
البوتاسيوم	64	758	0.86	0.203
الروبيديوم	39	700	1.53	0.216
السيزيوم	28	670	1.90	0.235

جدول(14)

بعض الخواصّ الفيزيائية للفلزّات القلوية

النانومتر = 10^{-9} متر

$10^{-9}m = 1nm$

للفلزّات القلوية كثافات منخفضة ودرجات انصهار منخفضة وتوصيل كهربائي جيّد. يبيّن الجدول (14) بعض الخواصّ الفيزيائية للفلزّات القلوية. إذا كان لديك عيّنة من كل فلزّ قلوي في الجدول (14) تزن 10 g، فأيّ منها يكون أكبر حجمًا؟ ولماذا؟ هذه الفلزّات لها قوام الصلصال المتماسك الذي تُصنع منه النماذج المختلفة وهي ليّنة بما فيه الكفاية لقطعها بالسكين كما هو موضّح في الشكل (65). ويكون سطح الصوديوم المقطوع حديثًا لامعًا، وله الوميض الفضّي المعروف للفلزّات، ولكن سرعان ما ينطفئ لمعانه عند تعرّضه إلى الهواء نتيجة تفاعله السريع مع بعض مكونات الهواء الجوي.

الصوديوم هو الفلزّ القلوي الوحيد الذي يُنتج على نطاق واسع. ولكي نحصل على الفلزّ في الحالة الحرّة، يجب اختزال كاتيونات الصوديوم. بصفة عامّة، يمكن الحصول على الصوديوم الفلزّي بالتحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم. ينتج أيضًا عن هذه العملية غاز الكلور كناتج ثانوي له قيمة مهمّة. يُستخدم الصوديوم كمصدر ضوئي في مصابيح بخار الصوديوم (شكل 66)، وفي إنتاج الكثير من الموادّ الكيميائية. يدخل هيدروكسيد الصوديوم كمكوّن في المنتجات المنزلية العامّة التي تُستخدم في تسليك البالوعات من العوائق. وهناك منتج مهمّ لتبييض الملابس وهو أحد مركّبات الصوديوم. فالمحلول المائي لهيبوكلوريت الصوديوم NaClO يُعتبر بديلًا عن ماء الأكسجين (الشكل 67).

هل تعرف ما المركّب المهمّ للصوديوم الذي يتواجد في معظم موائد الطعام؟ ما هو مركّب الصوديوم المعروف عامّة بصودا الخبز؟

شكل (65)
فلزّ الصوديوم له مظهر فلزّي لامع عندما يقطع حديثًا بسكّين، لكن سرعان ما يفقد بريقه ولمعانه لتفاعله مع بعض مكوّنات الهواء الجوّي.

شكل(66)
مصباح بخار الصوديوم

شكل (67)
هيبوكلوريت الصوديوم لتبييض الملابس

2.1 الخواصّ الكيميائية Chemical Properties

فلزات المجموعة 1A هي من أكثر الفلزّات المعروفة نشاطًا وفاعلية (ما عدا الهيدروجين). وبسبب نشاطها، لا توجد تلك الفلزّات منفردة في الطبيعة، لكنّها توجد متّحدة مع اللافلزّات كأملاح قلوية.

(أ) التفاعل مع الماء Reactivity With Water

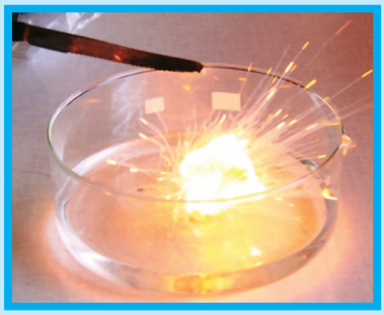
يتفاعل كلّ فلزّ بشدّة مع الماء البارد منتجًا غاز الهيدروجين ومحلولًا من هيدروكسيد الفلزّ القلوي (يُعرف ببساطة بمحلول قاعدي أو قلوي). على سبيل المثال، يتفاعل الصوديوم مع الماء البارد مكوّنًا هيدروكسيد الصوديوم ومطلقًا غاز الهيدروجين (الشكل 68).

$$2M + 2H_2O \longrightarrow 2M^+ + 2OH^- + H_2$$

حيث M: رمز للفلزّ القلوي

$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2Na^+_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} + H_{2\,(g)}$$
$$2K_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2K^+_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} + H_{2\,(g)}$$

تتفاعل الفلزّات القلوية سريعًا مع الماء. هذا التفاعل طارد للحرارة لدرجة أنّه غالبًا ما يشتعل الهيدروجين بمجرّد تكوينه. وتتفاعل الفلزّات القلوية أيضًا بقوّة مع الرطوبة الموجودة في جلد الإنسان، لذلك يجب عدم لمسها مباشرة باليد بدون ارتداء قفّازات واقية. يتمّ تخزين الفلزّات القلوية دائمًا تحت سطح الزيت أو الكيروسين لحفظها من التفاعل مع بعض مكونات الهواء الجوي.



شكل (68)
تفاعل الصوديوم مع الماء

(ب) التفاعل مع الأكسجين Reactivity With Oxygen

تتفاعل الفلزّات القلوية مع أكسجين الهواء لتنتج مركّبات صلبة (الشكل 69) تبعًا للمعادلة التالية:

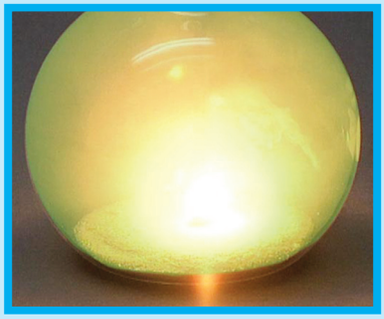
$$4M + O_2 \longrightarrow 2M_2O$$
$$4Na_{(s)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2Na_2O_{(s)}$$
$$4K_{(s)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2K_2O_{(s)}$$

شكل (69)
تفاعل الصوديوم مع الأكسجين

(جـ) التفاعل مع الهالوجينات Reactivity With Halogens

تتفاعل الفلزّات القلوية مباشرة مع الهالوجينات مثل غاز الكلور (الشكل 70) تبعًا للمعادلة التالية:

$$2M + Cl_2 \longrightarrow 2MCl$$
$$2Na_{(s)} + Cl_{2\,(g)} \longrightarrow 2NaCl_{(s)}$$
$$2K_{(s)} + Cl_{2\,(g)} \longrightarrow 2KCl_{(s)}$$



شكل (70)
تفاعل الصوديوم مع الكلور

مثال (1)

مستخدمًا المعادلة العامّة التالية:

$$2M + 2H_2O \longrightarrow 2M^+ + 2OH^- + H_2$$

اكتب المعادلات الكيميائية لتفاعل الليثيوم والسيزيوم مع الماء.

طريقةُ التفكيرِ في الحلّ

1. **حلّلْ: صمّم خطّة استراتيجية لحلّ السؤال.**

تتفاعل الفلزّات القلوية مع الماء البارد منتِجة محلولًا قاعديًّا وغاز الهيدروجين.

2. **حلّ: طبّق خطّة استراتيجية لحلّ السؤال.**

إذا طبّقنا المعادلة العامّة السابقة مع الليثيوم والسيزيوم، نحصل على المعادلات التالية:

$$2Li_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2Li^+_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} + H_{2(g)}$$

$$2Cs_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2Cs^+_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} + H_{2(g)}$$

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**

يتفاعل كلّ من الليثيوم والسيزيوم مع الماء البارد منتجة محاليل قاعدية (هيدروكسيد الليثيوم وهيدروكسيد السيزيوم) وغاز الهيدروجين.

أسئلة تطبيقيّة وحلّها

1. باستخدام المعادلة العامّة لتفاعل الفلزّات مع الأكسجين، اكتب معادلة تفاعل كلّ من الليثيوم والسيزيوم مع الأكسجين.

الحلّ:

$$4Li_{(s)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2Li_2O_{(s)}$$

$$4Cs_{(s)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2Cs_2O_{(s)}$$

2. باستخدام المعادلة العامة لتفاعل الفلزّات مع الهالوجينات، اكتب معادلة تفاعل كلّ من الليثيوم والسيزيوم مع الكلور.

الحلّ:

$$2Li_{(s)} + Cl_{2\,(g)} \longrightarrow 2LiCl_{(s)}$$

$$2Cs_{(s)} + Cl_{2\,(g)} \longrightarrow 2CsCl_{(s)}$$

الكيمياء الرياضية

التصنيف

عند دراستك للكيمياء سوف تتعرّف أكثر من 100 عنصر كيميائي مختلف. في هذه الوحدة، سوف تتعلّم كيف تنظّم أو تصنف تلك العناصر في مجموعات في الجدول الدوري.

لا تقتصر نظم التصنيف على الكيمياء، ولا يُفترض أن تكون معقّدة. على سبيل المثال، هل تحفظ قمصانك وبنطلوناتك وجواربك في أدراج مختلفة؟ إذا كنت تقوم بذلك تكون قد صنّفت ملابسك.

والطريقة التي تساعد على تصنيف أيّ شيء هي تقسيم مجموعات كبيرة من الأصناف إلى مجموعات فرعية أصغر تبعًا للتشابه بين الأصناف. ففي حالة الملابس، قد تتضمّن المجموعة الكبيرة كلّ ملابسك. وتكون المجموعات الفرعية هي القمصان والبنطلونات والجوارب، ويمكنك عمل مجموعات أكثر بتقسيم المجموعة الفرعية للبنطلونات إلى مجموعة فرعية تشمل البنطلونات الطويلة وأخرى تشمل البنطلونات القصيرة، وهكذا دواليك. يجب أن تعرف أنّه لا يوجد نظام تصنيف وحيد وصحيح، فإنّ الأصناف نفسها يمكن أن تصنّف بأكثر من طريقة.

هل يمكنك أن تفكّر في طريقة أخرى لتصنيف ملابسك؟ ربّما يمكنك التصنيف على أساس اللون، أو على أساس فصول السنة، أو على أساس ارتدائها ليلًا أو نهارًا.

يستخدم علماء الأحياء أيضًا نظام التصنيف. فهم يحتاجون إلى ترتيب أكثر من مليوني نوع مختلف من الكائنات الحية الموجودة. وأحد نظم التصنيف الشائعة لهذه الكائنات هو تقسيمها إلى خمس مجموعات أساسية تُعرف بالمملكة (تصنيف الأحياء). على سبيل المثال، تُصنّف الحيوانات في مملكة، والنباتات في مملكة أخرى، ثم تُقسّم الممالك إلى مجموعات أصغر بحسب صفات أكثر تمييزًا. فالحيوانات، مثلًا، تُقسّم إلى فقاريات أم لافقاريات.

في الكيمياء، تسهل دراسة العناصر إذا تمّ تصنيفها في مجموعات، ويمكن تصنيف العناصر تبعًا لخواصّها مثل الحجم الذرّي والحجم الأيوني وطاقة التأيّن والميل الإلكتروني والسالبية الكهربائية. وإذا تعرّفت كيفية تصنيف العناصر يصبح من السهل فهم المفاهيم الكيميائية.

مثال (1)

صنّف الأشياء التالية تبعًا لاستخدام كلّ منها:

مشبك الورق – مشبك ملابس – قلم حبر – دبابيس – قلم رصاص – قلم تأشير

الأدوات التي تشبك الأشياء معًا:

مشبك الورق – مشبك الملابس – دبابيس

الأدوات التي تُستخدم في الكتابة:

قلم حبر – قلم رصاص – قلم تأشير

مثال (2)

صنّف العناصر التالية تبعًا لمواقع كلّ منها في الجدول الدوري:

الهيليوم – البريليوم – الليثيوم – البوتاسيوم – الكالسيوم – الزينون

المجموعة 1A: الليثيوم، البوتاسيوم **المجموعة 2A:** البريليوم، الكالسيوم **المجموعة 8A (صفر):** الهيليوم، الزينون

تمارين

(أ) اقترح نظامًا لتصنيف السيارات في موقف سيارات مدرستك، ثمّ قارن نظام التصنيف الذي اقترحته مع نظم التصنيف الأخرى التي قام بها زملاؤك في الفصل، وحدّد نقاط القوّة والضعف في كلّ تصنيف.

(ب) صنّف الأشياء في كلّ من المجموعات التالية، وحدّد الخاصّية التي استخدمتها في تصنيفها.

1. كلب – قطة – سمك القرش – سمك زينة – حوت – فيل
2. كتاب – جريدة – آلة حاسبة – رسالة
3. الرصاص – التنجستن – البروم – الكلور – الخارصين – اليود

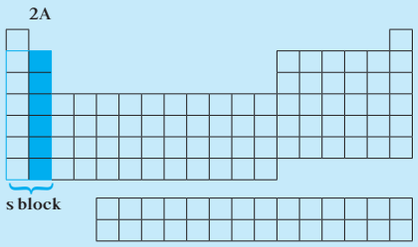
2. الفلزّات القلوية الأرضية

The Alkaline Earth Metals

الفلزّات القلوية الأرضية هي عناصر المجموعة 2A (شكل 71). أملاحها أقلّ ذوبانًا في الماء من أملاح الفلزّات القلوية. وعلى الرغم من ذلك، فإنّ مياه البحر تُعتبر مصدرًا غنيًّا لأيونات المغنيسيوم والكالسيوم، وهما من الفلزّات القلوية الأرضية. تستخدم الحيوانات الصدفية المائية (المحار) الموجودة في مياه البحر كاتيونات الكالسيوم في بناء أغلفتها الصدفية المكوّنة من كربونات الكالسيوم، وتستخدم أيضًا الحيوانات المرجانية كاتيونات الكالسيوم في تكوين الشعب المرجانية.

تتفاعل الفلزّات القلوية الأرضية مع الماء لتكوّن محاليل قلوية أو قاعدية. ويتمّ استخراج مركّباتها من الخامات التي كانت تُعرف منذ زمن بعيد بالأرضيات. وفي العصور الوسطى، أطلق الكيميائيون عبارة «الأرضيات» لوصف الموادّ التي لا يتغيّر تركيبها بالنار، خاصّة أكسيد الكالسيوم CaO وأكسيد المغنيسيوم MgO. وعلى الرغم من عدم تواجد الفلزّات القلوية الأرضية في حالة منفردة، إلّا أنّها أقلّ تفاعلًا من الفلزّات القلوية في المجموعة 1A. لذلك، لا يلزم تخزينها تحت سطح الزيت. يُعتبر فلزّ الباريوم أحد أنشط فلزّات هذه المجموعة. يتفاعل المغنيسيوم مع الماء البارد لإنتاج غاز الهيدروجين. يحدث هذا التفاعل بصورة أبطأ بالمقارنة مع فلزّات المجموعة 1A وكذلك يتفاعل كلّ من البريليوم والمغنيسيوم بسرعة أكثر مع الماء الساخن أو بخار الماء كما يوضح الشكل (72).

بعض من كربونات وكبريتات الفلزّات القلوية الأرضية لا يذوب بما فيه الكفاية في الماء، لذلك فهي توجد في الطبيعة على شكل ترسّبات في القشرة الأرضية.



شكل (71)
الفلزّات القلوية الأرضية

شكل (72)
الفلزّات القلوية الأرضية أقلّ تفاعلًا من الفلزّات القلوية وفي هذا الشكل يتفاعل المغنيسيوم ببطء مع الماء الساخن.

والصورة الأكثر شيوعًا لكربونات الكالسيوم هي الحجر الجيري. وهناك صور أخرى تحدث طبيعيًّا وهي موضّحة في الشكل (73).

شكل (73)
يتواجد كربونات الكالسيوم طبيعيًّا في صور متعدّدة. مبنى تاج محل الشهير في الهند تمّ بناؤه من الرخام، وهو إحدى صور $CaCO_3$ الطبيعية.

1.2 الخواصّ الفيزيائية Physical Properties

الفلزّات القلوية الأرضية أكثر صلابة من الفلزّات القلوية ولها بريق أبيض– رمادي. ولكن سرعان ما ينطفئ هذا البريق في الهواء ليكوّن طبقة أكسيد خارجية رقيقة وقوية. تحمي هذه الطبقة الخارجية الفلزّات، وخاصّة البريليوم والمغنيسيوم، من عمليات أكسدة أخرى. يبيّن الجدول (15) بعض الخواصّ الفيزيائية للفلزّات القلوية الأرضية. ما التدرّج في أنصاف الأقطار الذرّية للفلزّات القلوية الأرضية؟ ولماذا؟

جدول (15)
بعض الخواصّ الفيزيائية للفلزّات القلوية

العنصر	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)	الكثافة (g/cm^3)	نصف القطر (nm)
البريليوم	1280	1500	1.86	0.089
المغنيسيوم	651	1107	1.75	0.136
الكالسيوم	851	1487	1.55	0.174
الاسترانشيوم	800	1366	2.66	0.191
الباريوم	850	1537	3.59	0.198

يعتبر الكالسيوم والمغنيسيوم أكثر الفلزّات القلوية الأرضية أهمّية. ينتج الكالسيوم عن التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الكالسيوم في خلية تشبه تلك المستخدمة في تحضير فلزّ الصوديوم.

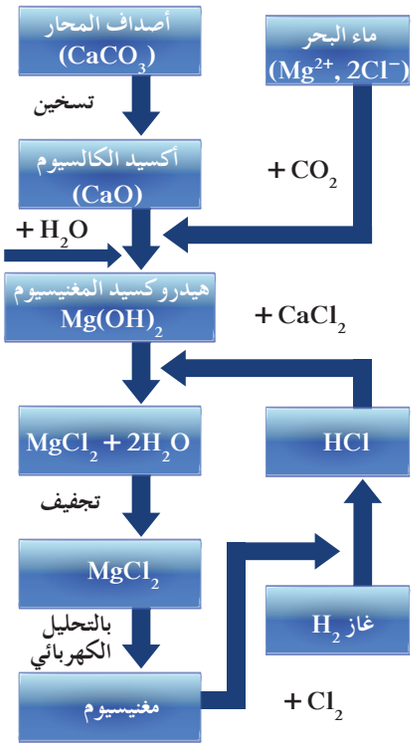
يُعرف أكسيد الكالسيوم بالجير الحيّ وهو مادّة صناعية مهمّة. ويمكن الحصول عليه بتسخين كربونات الكالسيوم (الحجر الجير) على درجة حرارة مرتفعة.

$$CaCO_{3\,(s)} \xrightarrow{900°C} CaO_{(s)} + CO_{2\,(g)}$$

الحجر الجيري — الجير الحيّ

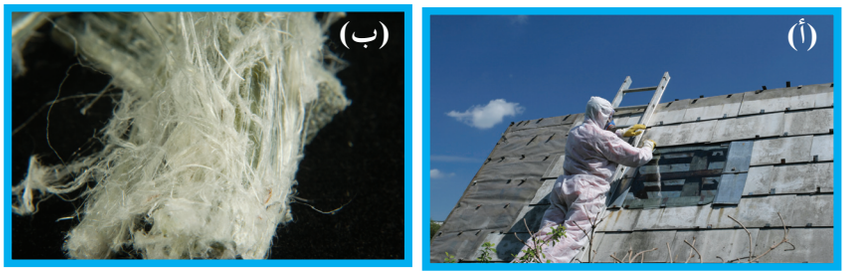
فقرة إثرائية

ارتباط الكيمياء بالطبيعة



ماء البحر

يحضّر المغنيسيوم من مياه البحر ،وهو مادّة تركيبية مهمةّ ومكوّن رئيسي في عدد من السبائك المنخفضة الكثافة ذات مقاومة الشدّ العالية. هذه الخواصّ تجعل السبائك ذات قيمة كبيرة في تصنيع الطائرات والمركبات الفضائية. يتواجد المغنيسيوم أيضًا في الأسبستوس الموضّح في الشكل (74–أ) وهو موصّل رديء جدًّا للحرارة، كان استخدامه شائعًا كمادّة عازلة، ولكن تمّ إيقاف استخدامه لأنّه تبيّن أنّ ألياف الأسبستوس تسبّب مرض سرطان الرئة.



شكل (74)

يدخل المغنيسيوم في تركيب الأسبستوس، وهو على هيئة ألياف من خام السربنتين سيليكات المغنيسيوم الصخرية (شكل 74– ب). كان الأسبستوس يُستخدم كمادّة عازلة حتى اكتُشف أنّ استنشاق أليافه يسبّب سرطان الرئة. لذلك تتمّ إزالة معظم الأسبستوس من الأماكن التي كان يُستخدم فيها كمادّة عازلة.

يُعتبر ماء البحر المصدر الرئيسي لمركّبات المغنيسيوم. ويعطي كلّ طنّ من ماء البحر 3 كيلوجرامات من المغنيسيوم. تتحوّل كربونات الكالسيوم الموجودة في أصداف المحار بالتسخين إلى أكسيد الكالسيوم الذي يتفاعل مع Mg^{2+} في مياه البحر. يُحضّر معظم المغنيسيوم التجاري بالتحليل الكهربائي من كلوريد المغنيسيوم، الذي نحصل عليه كخطوة متأخّرة من العملية الموضّحة في الرسم أعلاه.

يُسمّى تفاعل الجير الحيّ مع الماء بالإطفاء وهذه العملية طاردة للحرارة، ويُسمّى الناتج من هذه العملية بالجير المطفّأ أو هيدروكسيد الكالسيوم.

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2\,(aq)} + \text{حرارة}$$

الجير الحيّ — الجير المطفّأ

ويُستخدم الجير المطفّأ (هيدروكسيد الكالسيوم) في الكشف عن غاز ثاني أكسيد الكربون، وذلك بتمرير الغاز عليه، فيتعكّر مكوّنًا راسبًا من كربونات الكالسيوم.

$$Ca(OH)_{2\,(aq)} + CO_{2\,(g)} \longrightarrow CaCO_{3\,(s)} + H_2O_{(g)}$$

2.2 الخواصّ الكيميائية Chemical Properties

(أ) التفاعل مع الماء Reactivity With Water

على عكس الكالسيوم الذي يتفاعل مع الماء بشدّة، لا يمكن أن نلاحظ تفاعل المغنيسيوم مع الماء البارد لشدّة بطء العملية (شكل 75). ولكن يمكن أن نرى تكوّن فقّاعات الهيدروجين عند إضافة ماء ساخن أو بخار الماء على فلزّ المغنيسيوم. وهذا يدلّ على إنتاج أكسيد المغنيسيوم أو هيدروكسيد المغنيسيوم عند استخدام كمّية كبيرة من البخار.

$$Mg_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow Mg(OH)_{2\,(aq)} + H_{2\,(g)}$$

$$Ca_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2\,(aq)} + H_{2\,(g)}$$

شكل (75)
تفاعل الكالسيوم مع الماء

(ب) التفاعل مع الأكسجين Reactivity With Oxygen

المغنيسيوم فلزّ فضّي مائل إلى البياض. عند تعرّضه للهواء، تتكوّن على سطحه طبقة من الأكسيد تحمي الفلزّ من التآكل، ويحترق المغنيسيوم بلهب ساطع أبيض، فيعطي مركّب أكسيد المغنيسيوم تبعًا للمعادلة التالية:

$$2Mg_{(s)} + O_{2\,(g)} \xrightarrow{\Delta} 2MgO_{(s)}$$

تفاعل الكالسيوم مع الهواء أسرع من تفاعل المغنيسيوم تبعًا للمعادلة التالية:

$$2Ca_{(s)} + O_{2\,(g)} \xrightarrow{\Delta} 2CaO_{(s)}$$

(جـ) التفاعل مع الهالوجينات Reactivity With Halogens

يتفاعل الكالسيوم والمغنيسيوم مع الهالوجينات ويعطيان الهاليدات المقابلة (شكل 76) تبعًا للمعادلات التالية:

$$Mg_{(s)} + Cl_{2\,(g)} \longrightarrow MgCl_{2\,(s)}$$

$$Ca_{(s)} + Cl_{2\,(g)} \longrightarrow CaCl_{2\,(s)}$$

شكل (76)
كلوريد الكالسيوم و كلوريد المغنيسيوم مركّبان نجدهما في ملح البحر.

مراجعة الدرس 1-1

1. اذكر خواصّ الفلزّات القلوية ومصادرها الأساسية واستخداماتها.
2. كيف تُحضَّر الفلزّات القلوية الأرضية؟ ما خواصّها واستخداماتها الرئيسة؟
3. لماذا تُحفظ الفلزّات القلوية تحت سطح الكيروسين أو الزيت المعدني؟
4. أيّ من الفلزّات القلوية الأرضية تتفاعل مع الماء البارد؟ وأيّ منها لا تتفاعل معه؟ اكتب معادلة كيميائية توضّح التفاعل.
5. اكتب معادلة تفاعل البوتاسيوم مع الماء.
6. هل تتوقّع إيجاد عيّنات نقية من الفلزّات القلوية في القشرة الأرضية؟ اشرح.
7. كيف تقارن التفاعل الكيميائي لفلزّات المجموعة 2A بفلزّات المجموعة 1A؟

الدرس 1-2

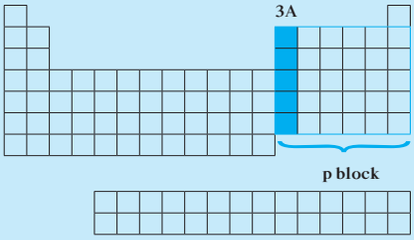
عناصر القطاع (p)
The p-Block Elements

الأهداف العامة

- يصف خواصّ فلزّات ولافلزّات القطاع (p) واستخداماتها.
- يشرح طرق الحصول على فلزّات ولافلزّات القطاع (p) الخاصّة من مركّباتها وخاماتها.

شكل (77)
أواني للطهي من الألمنيوم

ما تقديرك لقيمة الأدوات المصنوعة من الألمنيوم، مثل أواني الطهي (شكل 77) وعلب الأطعمة والمشروبات المختلفة؟ ربما لا تعتبر هذه الأدوات كنزًا أو تحتفظ بها في الخزانة، إنّما هناك بعض الأشياء والأدوات التي يدخل الألمنيوم جزئيًّا في تركيبها، وهي تُعتبَر قيّمة وغالية للغاية. بعض الأحجار الكريمة تحتوي فعلًا على مركّبات الألمنيوم، والألمنيوم هو أحد عناصر القطاع (p) في الجدول الدوري. ما خواصّ الفلزّات واللافلزّات التي تتكوّن منها مجموعات القطاع (p)؟



1. المجموعة 3A والألمنيوم Group 3A and Aluminum

1.1 المجموعة 3A Group 3A

توجد عناصر المجموعة 3A في المنطقة اليمنى من الجدول الدوري.
وهي **تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى** (np^1).

استخدم الجدول الدوري لتسمية عناصر المجموعة 3A.
هل جميع هذه العناصر فلزّات؟

2.1 البورون Boron

(أ) وجوده

البورون هو أوّل عنصر في المجموعة 3A . يوجَد البورون في الطبيعة على هيئة خامات البورون . وعلى الرغم من عدم انتشاره في أماكن مختلفة ، هناك رواسب كبيرة من خامات البوراكس في المناطق الصحراوية (شكل 78) . يتواجد البوراكس في الزجاج وكمادّة للطلاء ويُستخدَم في تزيين السيراميك ، كما يُستخدَم البوراكس في صناعة الأسمدة وفي تحويل الماء العسر إلى ماء يسر .

شكل (78)
البوراكس هو خام البورون

(ب) خواصّه

البورون النقي أسود وله بريق صلب هشّ سهل الكسر . وهو من أشباه الفلزّات ، لذلك فهو شبه موصّل .

(جـ) تحضيره

يُمكن تحضير البورون بتفاعل أكسيده مع فلزّ المغنيسيوم:

$$B_2O_{3(s)} + 3Mg_{(s)} \xrightarrow[\text{شرارة}]{\Delta} 2B_{(s)} + 3MgO_{(s)}$$

3.1 الألمنيوم Aluminum

شكل (79)
الكورندم إحدى صور خامات أكسيد الألمنيوم ، وفي حالة الياقوت الأحمر يُستبدَل عدد قليل من أيونات الألمنيوم بأيونات الكروم . أمّا الياقوت الأزرق فهو نوع آخر من الكورندم الذي يُستبدَل فيه عدد ضئيل جدًّا من أيونات الألمنيوم بأيونات حديد وتيتانيوم . ما الصيغة الكيميائية لكلّ من أكسيد الألمنيوم وأكسيد الكروم (III)؟

(أ) وجوده

العناصر التي تلي البورون في المجموعة 3A هي فلزّات الألمنيوم والجاليوم والأنديوم والثاليوم . الألمنيوم هو أكثر الفلزّات وفرة في القشرة الأرضية ، وبخاصّة في صورة البوكسيت Al_2O_3 . غالبًا ما يتواجد الألمنيوم على صورة خام شديد الصلابة وهو الكورندم (أكسيد الألمنيوم البلّوري) .

وتُسمّى ، عادة ، قطع الكورندم الممزوجة بكمّيات ضئيلة من عناصر أخرى بالأحجار الكريمة ، كالياقوت الأحمر والأزرق الموضّحة في (شكل 79) .

(ب) خواصّه الفيزيائية

الألمنيوم في صورته النقية له قوّة ومرونة ، قابل للسحب والطرق ، بالإضافة إلى توصيله الجيّد للكهرباء ومقاومته للتآكل . وهذه الخواصّ تجعله من الفلزّات التي لها قيمة في الصناعة . عندما يتعرّض الألمنيوم للهواء تتكوّن سريعًا طبقة رقيقة صلبة من الأكسيد تحميه من المزيد من التآكل بواسطة الأكسجين والماء .

(جـ) استخلاصه

حتّى نهاية القرن التاسع عشر ، كان الألمنيوم يُباع بسعر الفضّة ، وكان عنصرًا مكلفًا جدًّا لأنّه لم يكن هناك طريقة عملية لإنتاجه . لكن في ما بعد تمّ ابتكار طريقة غير مكلفة لإنتاج الألمنيوم من خلال التحليل الكهربائي لمصهور الكريوليت Na_3AlF_6 وأكسيد الألمنيوم Al_2O_3 .

(د) استخداماته

يُستخدَم الألمنيوم على نطاق واسع كمادّة ذات وزن خفيف في صنع الطائرات كما هو موضّح في الشكل (80)، وفي إنتاج أواني الطهي.
ما الأشياء الأخرى التي تُستخدَم يوميًّا من الألمنيوم؟

(هـ) خواصّه الكيميائية

- **التفاعل مع الأكسجين**

عنصر الألمنيوم عنصر نشيط إلّا أنّه يُقاوم التآكل في الجوّ نتيجة لتكوين طبقة داخلية من أكسيد الألمنيوم عند تعرّض سطحه لأكسجين الهواء كما في المعادلة التالية:

$$4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Al_2O_{3(s)}$$

- **التفاعل مع الأحماض والقواعد**

يتفاعل الألمنيوم مع الأحماض والقواعد، لذلك يوصَف بأنّه متردّد كما في المعادلات التالية:

مع الأحماض:

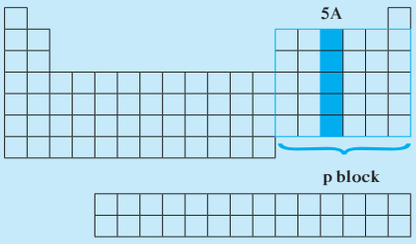
$$2Al_{(s)} + 6HCl_{(aq)} \longrightarrow 2AlCl_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$

مع القواعد:

$$2Al_{(s)} + 2NaOH_{(aq)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaAlO_{2(aq)} + 3H_{2(g)}$$

ألومينات الصوديوم

شكل (80)
يُعتبَر الألمنيوم مفيدًا في بناء الطائرات لأنّه خفيف الوزن وقوي للغاية. ويتفاعل أيضًا مع الأكسجين ليُكوّن طبقة من أكسيد الألمنيوم رقيقة واقية لا تتفاعل مع الماء، وتُقاوم أيّ عمليات تآكل أخرى.



2. المجموعة 5A والنيتروجين Group 5A and Nitrogen

1.2 المجموعة 5A Group 5A

توجد عناصر المجموعة 5A في المنطقة اليمنى من الجدول الدوري.
وهي **تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى (np^3).**

استخدم الجدول الدوري لتسمية عناصر المجموعة 5A.
حدّد نوع هذه العناصر (فلزّات، لافلزّات، أشباه فلزّات).

2.2 النيتروجين Nitrogen

(أ) وجوده

النيتروجين العنصر الأوّل في المجموعة 5A هو لافلزّ وغاز عند درجة حرارة الغرفة. وبترتيب تنازلي، نجد أنّ العناصر التي تلي النيتروجين في المجموعة هي الفوسفور، وهو لافلزّ صلب، والزرنيخ والأنتيمون، وهما أشباه فلزّات، والعنصر الأخير، البزموت، هو فلزّ.

النيتروجين عنصر آخر من العناصر الرئيسة الموجودة في الكائنات الحية، وعلى الرغم من أنّ 80% من الهواء الذي نستنشقه عبارة عن نيتروجين، لا يستطيع الجسم الاستفادة منه في هذه الصورة. لحسن الحظّ، البكتيريا في التربة الزراعية تقوم بتثبيت النيتروجين المثبّتة لتركيب البروتينات ومركّبات أخرى بيولوجية مهمّة تحتوي على النيتروجين. يُمكن فصل النيتروجين عن الهواء على نطاق تجاري بطريقتين، إحداهما التقطير التجزيئي للهواء المسال. ونظرًا لكون النيتروجين المسال (شكل 81) يغلي عند درجة أدنى من درجة غليان الأكسجين السائل، فإنّ النيتروجين يتصاعد أوّلًا من الخليط ويتمّ جمعه. الطريقة الثانية لفصل النيتروجين هي تمرير الهواء فوق فحم الكوك المسخّن لدرجة الاحمرار، وهو غالبًا ما يكون فحمًا نقيًّا. يتّحد الكربون بالأكسجين ليُكوّن ثاني أكسيد الكربون، في حين يبقى النيتروجين من دون تغيّر.

شكل (81)
يغلي سائل النيتروجين الشديد البرودة بسرعة عندما يُصَبّ من دورق معزول في كأس عند درجة حرارة الغرفة. ويُنتِج ما يُشبه الدخان بسبب تكثيف بخار الماء في الهواء.

(ب) خواصّه الفيزيائية

النيتروجين غاز عديم اللون والرائحة والطعم، ويتكوّن من جزيئات ثنائية الذرّية N_2 في الغلاف الجوّي، كما أنّه شحيح الذوبان في الماء ولا يتفاعل بسهولة، ويغلي عند درجة $-196\ °C$ ويتجمّد عند $-210\ °C$.

(جـ) استخداماته

من أهمّ الاستخدامات الصناعية للنيتروجين الجوّي هو تصنيع مركّبين هما: الأمونيا بطريقة هابر – بوش Haber–Bosch وحمض النيتريك بطريقة أوستوالد Ostwald.

في طريقة هابر – بوش، تُسخَّن غازات النيتروجين والهيدروجين حتّى $500\ °C$ تحت ضغط $6 \times 10^3\ kPa$ في وجود الحديد كعامل حفّاز:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrows 2NH_{3(g)}$$

من السهل إزالة غاز الأمونيا بالتبريد، وبذلك يتمّ فصله عن المتفاعلات الغازية المتبقّية بالإسالة.

يدخل سائل الأمونيا النقي كأحد مكوّنات منتجات تنظيف عديدة وكوسيلة تبريد وكأسمدة زراعية (شكل 82). يُستخدَم حمض النيتريك في إنتاج الأسمدة الزراعية والصبغات، وله دور مهمّ كمادّة أوّلية في صناعة المتفجّرات.

شكل (82)
سائل الأمونيا النقي يُعرَف بالأمونيا الجافّة، ويُستخدَم بكثرة كسماد للأراضي الزراعية ويضخّ أحيانًا كغاز مباشر على التربة.

(د) خواصّه الكيميائية

- **التفاعل مع غاز الهيدروجين**

يتّحد النيتروجين بالهيدروجين عند درجات منخفضة نسبيًّا في وجود عامل حفّاز وتحت ضغط مرتفع كما في المعادلة التالية:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrows 2NH_{3(g)}$$

- **التفاعل مع الأكسجين**

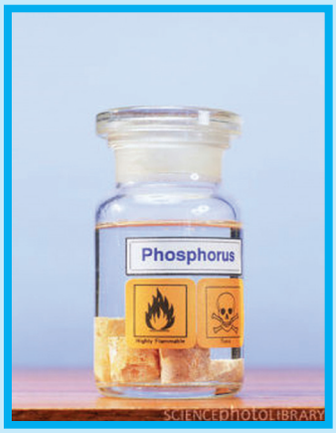
يتّحد غاز النيتروجين بالأكسجين ليتكوّن أكسيد النيتريك، ولكن لا يتمّ هذا التفاعل إلّا عند درجات حرارة عالية جدًّا (3000 °C) كما في المعادلة التالية:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{(g)}$$

3.2 الفوسفور Phosphorus

يقوم الفوسفور بعدد من الوظائف المهمّة والحسّاسة، فوحدات الفوسفات تلعب دورًا مهمًّا في بنية الـ DNA الوراثي الذي يُوجّه التغيّرات الكيميائية في خلايانا، وينقل المعلومات الوراثية من جيل إلى آخر. يوجد الفوسفور أيضًا في العظام والأسنان، وفي الدهنيات الفوسفورية ATP وهي الموادّ التي تدخل في تركيب أغشية الخلايا. ويوجد الفوسفور بصفة أساسية في شكل الصخور الفوسفاتية. يُحضَّر الفوسفور النقي كفوسفور أبيض وفوسفور أحمر. الفوسفور الأبيض نشيط جدًّا، في حين أنّ الفوسفور الأحمر أكثر ثباتًا ويُستخدَم في صناعة أعواد الثقاب (شكل 83).

لماذا، في رأيك، يُحفَظ الفوسفور الأبيض تحت سطح الماء عادة؟



شكل (83)
الفوسفور الأبيض أو الأصفر نشيط للغاية، ويجب حفظه تحت سطح الماء. الفوسفور الأحمر أكثر ثباتًا من الفوسفور الأبيض، لذلك يُستخدَم في صناعة الثقاب.

3. المجموعة 6A والأكسجين Group 6A and Oxygen

1.3 المجموعة 6A Group 6A

توجد عناصر المجموعة 6A في المنطقة اليمنى من الجدول الدوري.

وهي **تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى (np^4).**

استخدم الجدول الدوري لتسمية عناصر المجموعة 6A.

حدّد نوع هذه العناصر (فلزّات، لافلزّات، أشباه فلزّات).

2.3 الأكسجين Oxygen

(أ) وجوده والخواصّ الفيزيائية

عناصر المجموعة 6A هي الأكسجين والكبريت والسلينيوم والتيلوريوم والبولونيوم. الأكسجين هو غاز لافلزّ. الكبريت لافلزّ وهو مادّة صلبة صفراء لامعة. السلينيوم والتيلوريوم كلاهما من الموادّ الصلبة وأشباه الفلزّات. البولونيوم فلزّ مشعّ.

الأكسجين هو العنصر الأكثر توفرًا وهو يُمثّل 50% بالكتلة من القشرة الأرضية و60% بالكتلة من جسم الإنسان و20% بالحجم من الهواء الذي نتنفّسه. المصدر الطبيعي الرئيسي للأكسجين التجاري هو الهواء. نحصل على غاز الأكسجين النقي نسبيًّا بإسالة الهواء ثمّ تقطيره تجزيئيًّا، فيتكثّف الأكسجين عندما يبرد متحوّلًا إلى سائل أزرق في الحالة السائلة، وأكثر الاستخدامات التجارية لغاز الأكسجين هو عملية أكسدة الشوائب في الحديد عند صناعة الصلب.

وتستخدم فرق الإغاثة الطبّية غاز الأكسجين لإنقاذ الضحايا الذين استنشقوا دخان الحرائق والذين تعرّضوا للصدمات الكهربائية أو الغرق. وفي بعض الحالات الطبّية الحرجة، مثل الالتهاب الرئوي والتسمّم بالغاز، يحتاج المريض إلى استنشاق هواء غني بالأكسجين لمدّة طويلة (شكل 84). لماذا توجَد في الطائرات أسطوانات من غاز الأكسجين؟

الأوزون O_3 هو شكل آخر للأكسجين ينتج عند تمرير شرارة كهربائية عبر الأكسجين، ويحدث ذلك عند حدوث العواصف الكهربائية الرعدية، كما يتكوّن الأوزون في طبقات الجوّ العليا للأرض بتأثير الأشعّة فوق البنفسجية على الأكسجين. ويتكوّن الأوزون أيضًا بالقرب من مولّدات الكهرباء ذات الجهد العالي. ويحمي الأوزون الكائنات الحية من الزيادة في الأشعّة فوق البنفسجية الناتجة من الشمس (شكل 85).

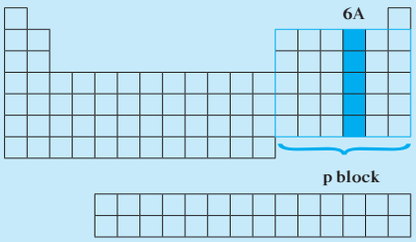
(ب) خواصّه الكيميائية

تُسمّى عملية اتّحاد الموادّ كيميائيًّا بالأكسجين بالأكسدة، وناتج تفاعل الأكسدة هو الأكسيد.

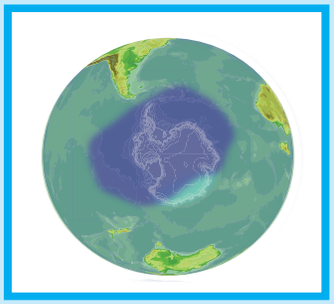
يتكوّن نوعان من الأكاسيد بحسب كمّية الأكسجين عند الاتّحاد بالعنصر، وتختلف الأكاسيد في خواصّها تبعًا لنوع العنصر وظروف التفاعل.

عندما تكون كمّية الأكسجين قليلة، تتكوّن الأكاسيد بحسب المعادلة التالية:

$$4Na_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow[\text{كمية قليلة}]{\Delta} 2Na_2O_{(s)}$$



شكل (84)
يُستعمل الأكسجين في الحالات الطبية عندما يصعب على المريض استنشاق هواء غني بالأكسجين.



شكل (85)
قد اكتُشِف في السبعينيات أنّ الموادّ التي تتكوّن من كربون وفلور وكلور وتُسمّى الكلوروفلوروكربون CFC والتي تُستخدَم كمبرّدات وفي العلب المضغوطة، بدأت بتدمير طبقة الأوزون. وفي عام 1985، وُجِد ثقب متّسع في طبقة الأوزون فوق القطب الجنوبي للكرة الأرضية. ومنذ ذاك وافقت جميع بلدان العالم على تقليل استخدام مثل تلك المركّبات. والأوزون عامل مؤكسد قوي يُستخدَم تجاريًّا لتبييض الدقيق ولتعقيم مياه الشرب. وبما أنّ الأوزون مركّب غير ثابت، فإنّه يُنتَج في المكان الذي سوف يُستخدَم فيه، ويُحضَّر بإمرار الهواء من خلال تفريغ كهربائي.

عندما تكون كمّية الأكسجين وافرة، تتكوّن فوق الأكاسيد بحسب المعادلة التالية:

$$2Na_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow[\text{كمية وافرة}]{\Delta} Na_2O_{2(s)}$$

فوق اكسيد الصوديوم

3.3 الكبريت Sulfur

الكبريت مادّة صلبة لونها أصفر باهت، ولا تذوب في الماء، وعُرِفت من العصور القديمة. يوجَد الكبريت في ترسيبات ضخمة تقع تحت سطح الأرض. يُستخرَج الكبريت من الأرض باستخدام طريقة المهندس الألماني فراش Frasch. في هذه الطريقة تُحفَر آبار تصل إلى الطبقة التي يوجَد فيها الكبريت الخام، ثمّ تُثبَّت فيها ثلاثة أنابيب متداخلة كما هو مبيَّن في (شكل 86) ويُضَخّ الماء الساخن تحت ضغط عالٍ نسبيًّا إلى أسفل الأنبوب لصهر الكبريت ويصعد في الأنبوب الثالث على هيئة رغوة، وهي مزيج من الهواء والماء والكبريت المنصهر بواسطة هواء مضغوط يتمّ ضغطه في الأنبوب المركزي. يُضَخّ الكبريت المنصهر في خزّانات كبيرة حيث يبرد ويجمد على شكل كتل ضخمة.

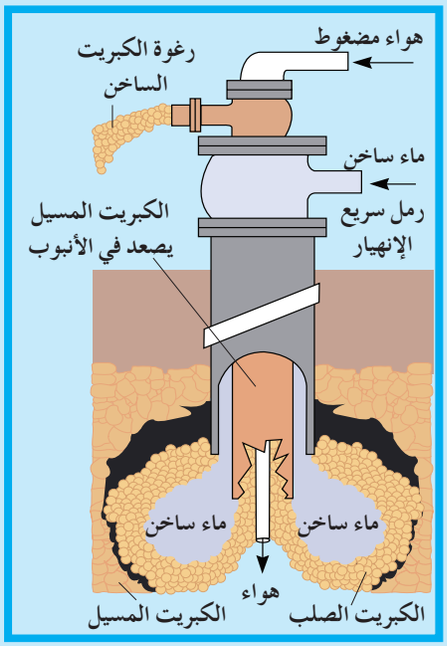
نحصل أيضًا على الكبريت من كبريتيد الهيدروجين. وهو غاز سامّ ينتج عن تكرير البترول ويتميّز برائحة البيض الفاسد. يتمّ حرق بعض من كبريتيد الهيدروجين في الهواء لتكوين ثاني أكسيد الكبريت الذي تتمّ معالجته بكمّية زائدة من كبريتيد الهيدروجين لتكوين الكبريت كما تُبيّن المعادلة التالية:

$$2H_2S_{(g)} + SO_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} + 3S_{(s)}$$

ويُعتبَر الكبريت مادّة خامًا مهمّة جدًّا في الصناعات الكيميائية. فهو يُستخدَم في تحضير موادّ الطلاء والبلاستيك والأدوية والأصباغ، كما أنّه عامل أساسي في عمليات تكرير البترول. لكنّ استخدامه الرئيسي هو في صناعة حمض الكبريتيك.

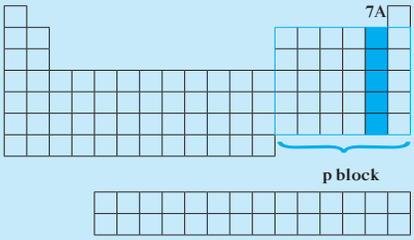
ويدخل نصف إنتاج العالم من حمض الكبريتيك في صناعة الأسمدة الزراعية، مثل كبريتات الأمونيوم والسوبر فوسفات.

يُصنَع حمض الكبريتيك في الوقت الحالي بطريقة التلامس. في هذه العملية يُحرَق الكبريت أوّلًا في الهواء ليتكوّن غاز ثاني أكسيد الكبريت، وهو غاز سام ذو رائحة مهيّجة للأغشية المخاطية.



شكل (86)

ترسيبات الكبريت العميقة تحت سطح الأرض يُمكن استخراجها بطريقة فراش. ينصهر الكبريت بالماء الساخن، ثمّ يُرفَع على شكل رغوة إلى السطح بواسطة هواء مضغوط، ثمّ يُجفَّف ويُخزَّن على هيئة كتل إلى حين شحنه.



وبعد ذلك، يُمرَّر ثاني أكسيد الكبريت مع كمّية إضافية من الأكسجين من الهواء فوق عامل حفّاز من خماسي أكسيد الفانديوم الذي يُؤكسد ثاني أكسيد الكبريت إلى ثالث أكسيد الكبريت:

$$S_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow SO_{2(g)}$$

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2SO_{3(g)}$$

$$SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2SO_{4(l)}$$

4. المجموعة 7A والهالوجينات

Group 7A and Halogens

1.4 المجموعة 7A Group 7A

توجد عناصر المجموعة 7A في المنطقة اليمنى من الجدول الدوري. وهي **تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى (np^5).**

استخدم الجدول الدوري لتسمية عناصر المجموعة 7A.

حدّد نوع هذه العناصر (فلزّات، لافلزّات، أشباه فلزّات).

(أ) وجودها والخواصّ الفيزيائية

لا توجَد هالوجينات المجموعة 7A في الطبيعة في الحالة الحرّة بسبب نشاطها المرتفع، لكن مركّباتها تتواجد بوفرة جيّدة، فالأملاح مثل كلوريد الصوديوم وبروميد الصوديوم، ويوديد الصوديوم تتواجد في مياه البحر ويتواجد فلوريد الكالسيوم على شكل ترسيبات من الفلورسبار. الهالوجينات هي الفلور والكلور والبروم واليود والأستاتين. وجميع الهالوجينات لافلزّات. العنصران الأوّلان، وهما غازا الفلور والكلور، يميل لونهما إلى الأخضر المصفرّ عند درجة حرارة الغرفة وتحت الضغط الجوّي العادي. البروم سائل أحمر داكن، في حين أنّ اليود صلب متبلّر لونه أرجواني داكن وله لمعان فلزّي. العنصر الأخير، وهو الأستاتين، صلب مشعّ وهو من العناصر النادرة التي لم تتمّ دراستها بشكل جيّد. الهالوجينات الحرّة نشيطة للغاية ويجب التعامل معها بمنتهى الحذر. ويُوضّح (شكل 87) تفاعل غاز الكلور مع صوف الفولاذ (الصوف الصلب).

شكل (87)
تتفاعل قطعة من الصوف الصلب بشدّة مع غاز الكلور. والسحب التي تُشبه الدخان هي جسيمات من كلوريد الحديد. هل هذا التفاعل أكثر أو أقلّ شدّة في حالة الفلور؟ وفي حالة البروم؟

(ب) تحضيرها

يُنتَج غاز الكلور تجاريًّا بواسطة التحليل الكهربائي لمحلول مركّز من كلوريد الصوديوم. يُمكن الحصول على البروم تجاريًّا من مياه البحر أو من المياه المالحة الغنية بكلوريد الصوديوم، حيث يسمح لكلوريد الصوديوم الذائب في الماء بالتبلّر، تاركًا محلولًا يحتوي على البروميدات الأكثر ذوبانًا.

أمّا اليود فكان يُستخلَص من الرماد الناتج من حرق أعشاب بحرية معيّنة تقوم بتخزين اليود من مياه البحر. لكن في الوقت الحالي، يُحضَّر اليود تجاريًّا من يودات الصوديوم $NaIO_3$.

أين في رأيك يقع الفلور على مقياس السالبية الكهربائية؟ يُكوّن الفلور مركّبات مع جميع العناصر ما عدا الهليوم والنيون والأرجون. يتناقص نشاط الهالوجينات الأخرى بزيادة كتلتها الذرّية وحجمها الذرّي، لذلك يُعتبَر الفلور أكثر اللافلزّات نشاطًا على الصعيد الكيميائي واليود أقلّها.

(جـ) خواصّها الكيميائية

عناصر الهالوجينات نشيطة جدًّا، والسبب يرجع إلى قدرتها على اكتساب إلكترون واحد لتصل إلى تركيب الغاز النبيل، ولذلك توجَد على هيئة ثنائية الذرّات.

ظاهرة إزالة الألوان:

- يذوب الكلور في الماء ليُعطي ماء الكلور الذي يتحلّل بواسطة أشعّة الشمس إلى حمض الكلور (الهيدروكلوريك) وأكسجين ذرّي نشيط يعمل على إزالة الألوان:

$$Cl_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2HCl_{(aq)} + [O]$$

- يذوب البروم في الماء ويتحلّل الناتج إلى جزيء أكسجين قدرته على إزالة الألوان أقلّ من قدرته في حالة الكلور:

$$Br_{2(l)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2HBr_{(aq)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)}$$

(د) استخداماتها

تُستخدَم كمّيات كبيرة من غاز الكلور لتنقية إمدادات مياه المدن وأحواض السباحة ومياه الصرف الصحّي. وبما أنّ محلول الكلور المائي يُعتبَر عاملًا مؤكسدًا قويًّا، فإنّه يقتل البكتيريا المسبّبة للأمراض، كما يُستخدَم الكلور في صناعة كلوريد البوليفينيل PVC، وهو مادّة بلاستيكية تُستخدَم كعازل للأرض وفي ورق الجدران.

مركّبات الفلور والكلور واليود أساسية في حياتك، ويجب أن تدخل في نظامك الغذائي. لماذا يُضاف أنيون الفلوريد إلى الكثير من مصادر المياه الملحية؟

الكلور، كأنيونات الكلوريد، مكوّن مهمّ للدم وسوائل أخرى في جسم الإنسان. اليود، كأيونات اليوديد، ضروري لمنع تضخّم الغدّة الدرقية، لهذا السبب، يُضاف عادة يوديد الصوديوم إلى ملح الطعام.

للهالوجينات ومركّباتها الكثير من الاستخدامات الأخرى، فمحلول مخفّف من الكلور يُستخدَم لتبييض الملابس، ويُستخدَم كلوريد الفضة ذو الحساسية للضوء، وبروميد الفضّة لصناعة أفلام الكاميرات، كما يُستخدَم الفلور في صناعة مادّة التفلون التي تمنع التصاق الطعام بأواني الطهي (شكل 88).

يُستخدَم حمض الهيدروفلوريك في الحفر على الزجاج، لذلك يتمّ تخزينه في عبوّات بلاستيكية. ويُستخدَم الفلور في عملية تخصيب اليورانيوم.

معظم مركّبات الهالوجينات تذوب في الماء. أيونات الهاليدات توجَد بوفرة في مياه البحر (جدول 16) والطبقات الملحية المكوّنة نتيجة تبخّر الماء المالح.

مراجعة الدرس 1-2

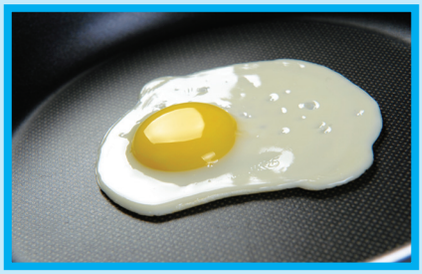
1. صف بعض خواصّ عناصر القطاع (p) من المجموعات المختلفة في الجدول الدوري.
2. سمّ عناصر المجموعة 3A.
3. اذكر استخدامات الألمنيوم في الصناعة.
4. لماذا يُقاوم الألمنيوم التآكل بقوّة؟
5. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لتفاعل الألمنيوم مع حمض الهيدروكلوريك.
6. سمّ عناصر المجموعة 5A.
7. على أيّ صورة يتواجد النيتروجين في الهواء الجوّي المحيط بالكرة الأرضية؟
8. اذكر استخدامات النيتروجين في الزراعة.
9. سمّ عناصر المجموعة 6A.
10. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لتفاعل الصوديوم مع كمية كبيرة من الأكسجين.
11. ما بعض الاستخدامات المهمّة لحمض الكبريتيك؟
12. سمّ عناصر المجموعة 7A.
13. اذكر الخواصّ الفيزيائية للهالوجينات.
14. اذكر بعض استخدامات الهالوجينات.

خلفية علمية

الأكسجين الحر هو عبارة عن ذرّة تحتوي على إلكترونات غير زوجية نشيطة كيميائيًا.

يتم تمثيل الأكسجين الحر التالي:

$$O_2 \rightarrow 2[O]$$



شكل (88)
يدخل الفلور والكربون في تكوين التفلون المقاوم للحرارة الذي يُستخدَم في تبطين أواني الطهي لعدم التصاق الطعام عند استعماله

جدول 16: تركيزات لأنيونات الهاليدات الموجودة في مياه البحر.

الأنيون	g/L
F^-	1.3×10^{-3}
Cl^-	1.9×10^{1}
Br^-	6.5×10^{-2}
I^-	5×10^{-5}

الفصل الثاني

الهيدروجين وعناصر الغازات النبيلة

Hydrogen and Noble Gas Elements

قديمًا، كانت تُقام الاحتفالات في الأعياد برفع البالونات المنفوخة بغاز الهيدروجين لكي تعلو في الهواء. وبعد الكارثة التي سبّبتها حادثة منطاد هيندنبورغ، تمّ الاستغناء عن غاز الهيدروجين المُستعمل في نفخ البالونات الخاصّة بالاحتفالات واستبداله بغاز الهيليوم.

لماذا استُبدل غاز الهيدروجين بغاز الهيليوم في نفخ البالونات الخاصّة بالاحتفالات؟

للإجابة عن هذا السؤال وغيره من الأسئلة، سوف تدرس في هذا الفصل خواص كلّ من هذين الغازين.

دروس الفصل

الدرس الأوّل

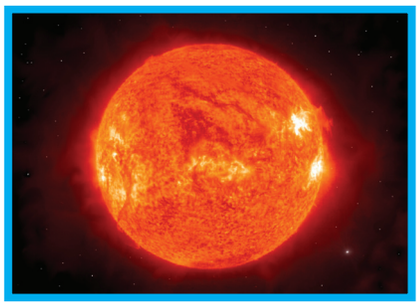
- الهيدروجين وعناصر الغازات النبيلة

الدرس 2-1

الهيدروجين وعناصر الغازات النبيلة
Hydrogen and Noble Gas Elements

الأهداف

- يُوضّح كيف أنّ الهيدروجين له وضع فريد من بين العناصر.
- يُفسّر لماذا تُعتبَر الغازات النبيلة مجموعة مهمّة على الرغم من أنّها غير نشيطة كيميائيًّا.



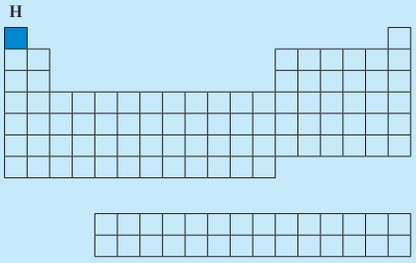
شكل (89)
تتشكّل كتلة الشمس من هيدروجين وغازات نبيلة

يُشكّل الهيدروجين ثلاثة أرباع كتلة الشمس وهو من أخفّ الغازات المعروفة. أمّا الربع الباقي فيتكوّن معظمه من غاز الهيليوم الذي اكتشفه العلماء في جوّ الشمس قبل أن يُكتشَف على سطح الأرض (شكل 89). وتأتي كلمة هيليوم من كلمة إغريقية معناها الشمس (Helios).

ما خواص عنصر كلّ من هذه الغازات؟

ما خواصّ الهيدروجين التي تجعله مفيدًا للاستخدام كوقود للصواريخ؟

ما خواصّ الهيليوم التي تجعله مفيدًا للاستخدام في المناطيد الضخمة والبالونات؟



1. الهيدروجين - مجموعة مستقلّة
Hydrogen– a Group by Itself

يقع الهيدروجين على قمّة المجموعة 1A في الجدول الدوري. ويقع إلكترونه الوحيد الخارجي في تحت المستوى ($1s^1$). لكنّه يختلف عن بقية عناصر تلك المجموعة، فهو ليس فلزًّا ولا موصّلًا جيّدًا للكهرباء أو للحرارة. يُشبه الهيدروجين الفلزّات القلوية، لكنّه يتفاعل مع الهالوجينات. ويُشبه الهالوجينات أيضًا في تفاعله مع الفلزّات القلوية. وهكذا، فإنّنا نجد أنّ الهيدروجين مميّز إذ يسلك في خواصّه مثل كلّ من الفلزّ القلوي والهالوجين.

1.1 وجوده Existence

الهيدروجين هو أكثر العناصر وفرة في الكون. أمّا وجوده كعنصر في الحالة الحرّة فنادر جدًّا، ولكن مركّبات الهيدروجين شائعة فهي تُكوّن حوالى 1% من القشرة الأرضية. الماء هو أكثر المركّبات التي تحتوي على هيدروجين في الأرض. يتواجد الهيدروجين في الأنسجة الحية وفي جميع السكّريات والنشويات والدهون والبروتينات باتّحاده بالكربون والأكسجين. كذلك يحتوي كلّ من الفحم والغاز الطبيعي ومنتجات البترول، مثل وقود السيّارات والكيروسين وزيوت التشحيم على الهيدروجين، ويُوضّح (شكل 90) أصنافًا كثيرة تحتوي على الهيدروجين.

شكل (90)

نادرًا ما يوجَد الهيدروجين كعنصر في الحالة الحرّة، ولكنّه موجود في عدد كبير من المركّبات. وجميع الأصناف التي تبدو في هذا الشكل تحتوي على الهيدروجين.

تُوجَد معظم العناصر عادة في الطبيعة كخليط من عدّة نظائر، لكنّ الهيدروجين هو العنصر الوحيد الذي يمتلك كلّ من نظائره اسمًا خاصًّا به. فالنظير الأكثر وفرة في نظائر الهيدروجين الثلاثة هو البروتيوم الذي نُشير إليه دائمًا وببساطة بالهيدروجين $^{1}_{1}H$ والنظير الثاني الديوتيريوم $^{2}_{1}H$. يُمثّل كلّ منهما نسبة 99.98% و0.02% على التوالي من عيّنات الهيدروجين الموجودة في الطبيعة. النظير الثالث للهيدروجين هو التريتيوم $^{3}_{1}H$ غير الثابت (عنصر مشعّ)، ويوجَد بكمّيات ضئيلة للغاية.

2.1 خواصّه الفيزيائية Physical Properties

الهيدروجين غاز في درجة حرارة الغرفة، وهو أخفّ الغازات وهو عديم اللون والرائحة.

يُوضّح (جدول 17) بعض الخواص الفيزيائية للهيدروجين.

درجة الانصهار °C	درجة الغليان °C	الكثافة مقارنة بالهواء	الذوبانية في الماء في الظروف المعيارية / cm^3 kg
−259	−253	0.07	21.4

جدول 17: بعض الخواص الفيزيائية لعنصر الهيدروجين

3.1 خواصّه الكيميائية Chemical Properties

يتّحد الهيدروجين مباشرة بعدد من العناصر الفلزّية واللافلزّية تحت ظروف معيّنة من الضغط ودرجة الحرارة.

- يتّحد الهيدروجين مباشرة بالعديد من الفلزّات فتُكوّن الهيدريدات:

$$2Na_{(s)} + H_{2(g)} \longrightarrow 2NaH_{(s)}$$
$$Ca_{(s)} + H_{2(g)} \longrightarrow CaH_{2(s)}$$

- يتّحد الهيدروجين بالهالوجينات فتُكوّن الهاليدات:

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2HCl_{(aq)}$$
$$H_{2(g)} + Br_{2(l)} \longrightarrow 2HBr_{(aq)}$$

- يتفاعل الهيدروجين مع الأكسجين فيُكوّن الماء:

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

- يتفاعل الهيدروجين مع النيتروجين فتُكوّن الأمونيا:

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$$

4.1 استخداماته Usage

الاستخدام الرئيسي للهيدروجين هو في تصنيع الأمونيا. ويُستخدَم الهيدروجين في تحويل الزيوت النباتية السائلة، مثل زيت الفول السوداني وزيت جوز الهند إلى دهون صلبة، مثل الزبدة والمرجرين. وتُسمّى هذه العملية هدرجة الزيوت النباتية حيث تُعالَج الزيوت مع الهيدروجين عند درجة حرارة وضغط مرتفعين في وجود عامل حفّاز، مثل النيكل أو البلاتين المجزّأ تجزيئًا دقيقًا. الهيدروجين السائل مهمّ كوقود للصواريخ بداعي طاقته الكيميائية العالية بالإضافة إلى وزنه الخفيف. كان الهيدروجين يُستخدَم سابقًا لملء البالونات الهوائية والمناطيد الموجّهة. ولكن نظرًا لوقوع بعض الحوادث الخطيرة كما نرى في (شكل 91)، يُستخدَم حاليًّا غاز الهيليوم غير القابل للاشتعال كبديل عن غاز الهيدروجين.

5.1 تحضيره Preparation

(أ) بواسطة التحليل الكهربائي للماء

يُنتَج الهيدروجين النقي للغاية بالتحليل الكهربائي للماء. وعلى الرغم من أنّ الماء متوفّر بكمّيات كبيرة ورخيص الثمن، فإن تكاليف الكهرباء المرتفعة تجعل من طريقة التحليل الكهربائي لتحضير الهيدروجين باهظة الثمن:

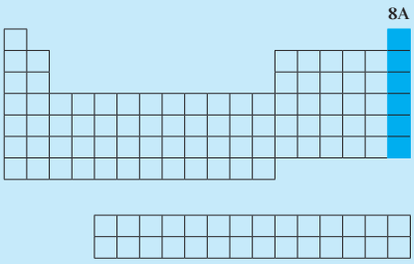
$$2H_2O_{(l)} + \text{طاقة كهربائية} \longrightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

علاقة الكيمياء بالوعي البيئي

غاز الرادون

في السبعينيات، تولّد إحساس بالقلق من الغاز النبيل الرادون كمصدر خطر بيئي. في البداية، وُجِد الرادون على امتداد المنازل المبنية على نفايات مناجم اليورانيوم والفوسفات. الرادون منتج طبيعي لانحلال الخامات ذات النشاط الإشعاعي والتي تحتوي على اليورانيوم 238. يتسرّب الرادون من خلال الشقوق في الأرضيات، وبما أنّه أكثر كثافة من الهواء، يميل إلى التجمّع في المستويات المنخفضة من المنازل. يسهل الكشف عن غاز الرادون في المنازل. كما يُمكن التقليل من الرادون بالتهوئة الجيّدة في الأماكن المغلقة حيث يُمكن أن يتجمّع.

شكل (91)
مخاليط الهيدروجين والأكسجين تنفجر بشدّة عند اشتعالها بشرارة كهربائية. يُوضّح هذا الشكل انفجار منطاد هندربيرج، وهو واحد من 73 منطادًا موجّهًا مملوءًا بالهيدروجين. يُستخدَم حاليًّا غاز الهيليوم غير القابل للاشتعال لنفخ البالونات والمناطيد.



(ب) اختزال بخار الماء بالحديد (طريقة بوش)

ويُمكن تحضير الهيدروجين تجاريًّا من الماء بطريقة بوش Bosch .
في هذه الطريقة، يُمرَّر بخار الماء على برادة الحديد الساخنة لدرجة الاحمرار، ويتّحد الحديد بالأكسجين الذي يحويه بخار الماء ويتحرّر غاز الهيدروجين:

$$3Fe_{(s)} + 4H_2O_{(g)} \longrightarrow Fe_3O_{4(s)} + 4H_{2(g)}$$

(جـ) تفاعل بخار الماء مع الميثان

كما يُمكن الحصول على الهيدروجين بكمّيات كبيرة بتفاعل بخار الماء مع الغاز الطبيعي (الميثان)، حيث يتفاعل الميثان مع بخار الماء في وجود النيكل المجزّأ تجزيئًا دقيقًا كعامل حفّاز عند درجات حرارة تتراوح بين 700 °C و 1000 °C:

$$CH_{4(g)} + H_2O_{(g)} \xrightarrow{Ni} CO_{(g)} + 3H_{2(g)}$$

ويُمكن إزالة أوّل أكسيد الكربون المتكوّن بتبريد مخلوط الغازات الناتج وضغطه، حيث يظلّ الهيدروجين في الحالة الغازية بعد إسالة أوّل أكسيد الكربون من خليط التفاعل.

2. الغازات النبيلة Noble Gases

1.2 المجموعة 8A Group 8A

تشغل عناصر المجموعة الثامنة المنطقة اليمنى من الجدول الدوري.
وهي **تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى (np^6) في ما عدا الهيليوم، فإنّ له إلكترونين في تحت المستوى ($1s^2$).**
استخدم الجدول الدوري لتسمية عناصر المجموعة الثامنة.
إذا قارنت الغازات النبيلة بالعناصر الأخرى، تجد أنّ **عناصر المجموعة الثامنة** (الهيليوم والنيون والأرجون والكريبتون والزينون والرادون) **غير نشطة كيميائيًّا، لذلك تُسمّى بالغازات النبيلة**، وهذه التسمية تُؤكّد ميل هذه العناصر لتواجدها كذرّات منفردة بدلًا من تواجدها متّحدة بذرّات أخرى.
وقد استُخدِم اسم الغازات النادرة في الأصل لوصف عناصر المجموعة الثامنة، لأنّها توجَد في الهواء الجوّي بكمّيات ضئيلة جدًّا. هذا وقد قام الكيميائيون القدامى بتسمية هذه العناصر أيضًا بالغازات الخاملة، لأنّهم كانوا يعتقدون أنّها غير قادرة على الإطلاق على الاتّحاد بعناصر أخرى.

2.2 خواصّها الفيزيائية Physical Properties

جميع الغازات النبيلة عديمة اللون والطعم والرائحة ويصعب إسالتها.
تذوب في الماء بدرجة محسوسة، فقابلية ذوبان الأرجون في الماء تفوق قابلية ذوبان الأكسجين. للغازات النبيلة قوى جذب داخلية ضعيفة للغاية بين ذرّاتها، وبالتالي فإنّ لها درجات ذوبان وغليان منخفضة للغاية (تزداد درجات انصهار وغليان الغازات النبيلة بزيادة العدد الذرّي).
ولذا فإنّ هذه العناصر تكون في الحالة الغازية في الظروف العادية، حتّى التي لها وزن ذرّي أكبر من الفلزّات الصلبة.

3.2 مركّباتها Compounds

على الرغم من قلّة النشاط الكيميائي للغازات النبيلة، فقد تمكّن العلماء من تحضير عام 1962 المركّبات التالية: XeF_6، XeF_4، XeF_2. كما تمّ أيضًا تفاعل الرادون مع الفلور ليُنتج فلوريد الرادون (RnF). وتفاعل الكريبتون مع الفلور ليُنتج KrF_2، وتحضير جزيئات مثارة ثنائية الذرّة مثل Xe_2 وهاليدات الغازات النبيلة مثل XeCl. وتمّ اكتشاف فلوريد الأرجون (ArF_2) في عام 2003.
في عام 2002، تمّ اكتشاف عدد من المركّبات يدخل اليورانيوم فيها مع الأرجون، والكريبتون والزينون. وقد أيّد ذلك الاعتقاد بأنّ الغازات النبيلة يُمكن أن تكون مركّبات مع الفلزّات الأخرى. يحوي الجدول الدوري فراغًا أسفل الرادون، وله الرقم الذرّي 118، وهذا يدلّ على وجود غاز نبيل لم يُكتشَف بعد وله فترة وجود قليلة.

4.2 استخلاصها Extraction

يُستخلَص غاز الهيليوم من الغاز الطبيعي في الحقول الغازية. وتتلخّص هذه العملية بإدخال الغاز تحت ضغط منخفض، ويُنزَع منه الماء والمركّبات الهيدروكربونية القابلة للتكثّف.
أمّا غاز الأرجون وكذلك النيون والكريبتون والزنيون فيتمّ تحضيرها تجاريًّا كمنتجات ثانوية من وحدات فصل الهواء بالتبريد.

5.2 استخداماتها Usage

على الرغم من قلّة نشاطها الكيميائي، فإنّ للغازات النبيلة استخدامات كثيرة. يُستخدَم الهيليوم لملء البالونات المستخدمة لمعرفة الأحوال الجوّية. يُخلَط كلّ من الهيليوم والنيون بالأكسجين لعمل هواء اصطناعي يستخدمه الغوّاصون في أعماق البحار. ويُفضَّل الهواء الاصطناعي على الهواء الطبيعي، لأنّ الهواء الاصطناعي يُقلّل من آثار تقليل الضغط والإعياء الذي يتعرّض له الغوّاصون. ويُستخدَم كلّ من الأرجون والكريبتون والزينون لإنتاج الأجواء الخاملة المطلوبة لمصابيح الفلاش المستخدمة في التصوير الفوتوغرافي، وأثناء اللحام بالألمنيوم. تُستخدَم أيضًا الغازات النبيلة لملء أنابيب التفريغ الكهربائي المستخدمة في إعلانات النيون كما يُوضّح (شكل 92).

شكل (92)
تستخدم معامل الأبحاث التي تقع تحت سطح الماء عادة، هواء اصطناعيًّا يتكوّن أساسًا من الأكسجين وغاز نبيل، كما تُستخدَم الغازات النبيلة في اللافتات الإعلانية والمصابيح. لماذا تُملأ المصابيح الكهربائية بالغازات النبيلة بدلًا من الهواء؟

مراجعة الدرس 2-1

1. كيف يكون للهيدروجين وضع فريد بين العناصر؟
2. اذكر أهمّية الهيدروجين كمصدر للطاقة.
3. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لتفاعل الهيدروجين مع الكالسيوم.
4. ما أسماء وأعداد الكتلة لنظائر الهيدروجين؟
5. سمّ عناصر المجموعة 8A.
6. تُسمّى عناصر المجموعة الثامنة عناصر خاملة ونبيلة. اشرح أصل كلّ اسم. هل يُعتبَر أيّ من هذه الأسماء غير مطابق بالنسبة إلى ما عرفته عن تلك الغازات؟
7. ما أبرز استخدام صناعي للهيدروجين؟ اكتب معادلة تحضير الهيدروجين بطريقة بوش.
8. صف ماذا يحدث للهيدروجين عندما يتّحد بالكلور أو الكالسيوم أو النيتروجين. ما المركّبات الشائعة التي تتكوّن في هذه التفاعلات؟
9. اذكر إحدى مزايا وعيوب إنتاج غاز الهيدروجين بطريقة التحليل الكهربائي للماء.
10. اذكر الخواصّ الفيزيائية للغازات النبيلة.
11. اذكر استخدامات الغازات النبيلة.

مراجعة الوحدة الثالثة

المفاهيم

Noble Gas	غاز نبيل
Alkali Metal	فلزّ قلوي
Alkaline Earth Metal	فلزّ قلوي أرضي
Group 3A	مجموعة 3A
Group 5A	مجموعة 5A
Group 6A	مجموعة 6A
Group 7A	مجموعة 7A
Group 8A	مجموعة 8A

المعادلات الأساسية

$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$
$$2K_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2KOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$
$$4Na_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2Na_2O_{(s)}$$
$$4K_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2K_2O_{(s)}$$
$$2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2NaCl_{(s)}$$
$$2K_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2KCl_{(s)}$$
$$Mg_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow Mg(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$
$$Ca_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$
$$2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2MgO_{(s)}$$
$$2Ca_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CaO_{(s)}$$
$$Mg_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow MgCl_{2(s)}$$
$$Ca_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow CaCl_{2(s)}$$
$$4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Al_2O_{3(s)}$$
$$2Al_{(s)} + 6HCl_{(aq)} \longrightarrow 2AlCl_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$
$$2Al_{(s)} + 2NaOH_{(aq)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaAlO_{2(aq)} + 3H_{2(g)}$$
$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{(g)}$$
$$Cl_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2HCl_{(aq)} + [O]$$
$$Br_{2(l)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2HBr_{(aq)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)}$$
$$2Na_{(s)} + H_{2(g)} \longrightarrow 2NaH_{(s)}$$
$$Ca_{(s)} + H_{2(g)} \longrightarrow CaH_{2(s)}$$
$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2HCl_{(aq)}$$
$$H_{2(g)} + Br_{2(l)} \longrightarrow 2HBr_{(aq)}$$

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)}$$
$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$$
$$2H_2O_{(l)} \longrightarrow O_{2(g)} + 2H_{2(g)}$$

ملخص لمفاهيم الأجزاء التي جاءت في الوحدة

(1 – 1) عناصر القطاع (s): فلزّات نشيطة

- الفلزّات القلوية والقلوية الأرضية تتميّز بطاقات تأيّن منخفضة ونشاطها الكيميائي عالٍ.
- يُحضَّر الصوديوم الفلزّي بالتحليل الكهربائي. ويُستخدَم في صناعة المصابيح التي تحتوي على بخار الصوديوم، ويدخل الصوديوم في إنتاج الكثير من المركّبات الكيميائية.
- يُحضَّر الكالسيوم بالتحليل الكهربائي.
- ينتج المغنيسيوم من ماء البحر، وهو مادّة إنشائية مهمّة.
- تتفاعل الفلزّات القلوية والقلوية الأرضية مع الماء لتُنتج قواعد وغاز الهيدروجين:

$$2M_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2M^+_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} + H_{2(g)}$$
$$M_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow M^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} + H_{2(g)}$$

- تتفاعل الفلزّات القلوية والقلوية الأرضية مع الأكسجين لتُنتج الأكاسيد:

$$4M_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2M_2O_{(s)}$$
$$2M_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2MO_{(s)}$$

- تتفاعل الفلزّات القلوية، والقلوية الأرضية مع الهالوجينات لتُنتج هاليدات:

$$2M_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2MCl_{(s)}$$
$$M_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow MCl_{2(s)}$$

(1 – 2) عناصر القطاع (p): فلزّات ولافلزّات

- الألمنيوم هو أكثر الفلزّات وفرة في القشرة الأرضية، ولا يتواجد في حالة حرّة. ترجع قيمته الصناعية إلى مقاومة التآكل، وتوصيله العالي للكهرباء.
- يتفاعل الألمنيوم مع الأكسجين وفق المعادلة التالية:

$$4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Al_2O_{3(s)}$$

- يتفاعل الألمنيوم مع الأحماض والقواعد وفق المعادلة التالية:

$$2Al_{(s)} + 6HCl_{(aq)} \longrightarrow 2AlCl_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$
$$2Al_{(s)} + 2NaOH_{(aq)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaAlO_{2(aq)} + 3H_{2(g)}$$

- النيتروجين يتواجد على هيئة N_2، ويُشكّل 80% من حجم الهواء. هناك مركّبان مهمّان للنيتروجين هما: الأمونيا وحمض النيتريك.

- يتفاعل النيتروجين مع الهيدروجين وفق المعادلة التالية:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrows 2NH_{3(g)}$$

- يتفاعل النيتروجين مع الأكسجين وفق المعادلة التالية:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{(g)}$$

- الأكسجين هو أكثر العناصر وفرة في القشرة الأرضية، ويتواجد في الهواء الجوّي على هيئة O_2 عمومًا.
- عندما تكون كمّية الأكسجين قليلة، تتكوّن الأكاسيد حسب المعادلة التالية:

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

- عندما تكون كمّية الأكسجين كبيرة، تتكوّن فوق الأكاسيد حسب المعادلة التالية:

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

- يُكوّن الكبريت مركّبات مع معظم الفلزّات واللافلزّات. حمض الكبريتيك مادّة كيميائية صناعية مهمّة.
- يُصنَع حمض الكبريتيك في الوقت الحالي بطريقة التلامس:

$$S_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow SO_{2(g)}$$
$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2SO_{3(g)}$$
$$SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2SO_{4(aq)}$$

- لا توجَد هالوجينات المجموعة 7A في الطبيعة في الحالة الحرّة بسبب نشاطها المرتفع.
- يذوب الكلور في الماء ليُعطي ماء الكلور الذي يتحلّل بواسطة أشعّة الشمس إلى حمض الهيدروكلوريك وأكسجين ذرّي نشط يعمل على إزالة الألوان:

$$Cl_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2HCl_{(aq)} + [O]$$

- يذوب البروم في الماء، ويتحلّل الناتج إلى جزيء أكسجين قدرته على قصر الألوان أقلّ من قدرته في حالة الكلور:

$$Br_{2(l)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2HBr_{(aq)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)}$$

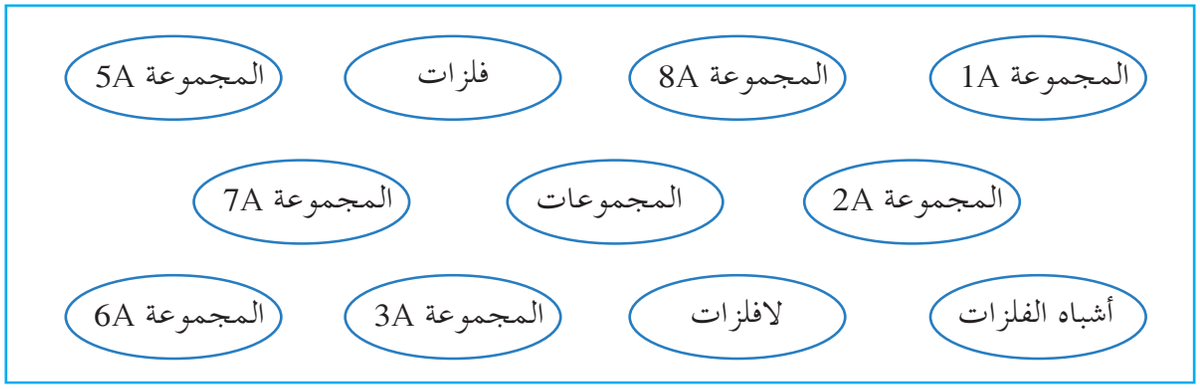
(2 – 1) الهيدروجين والغازات النبيلة

- الهيدروجين الحرّ نادر الوجود على الأرض. نظائر الهيدروجين الثلاثة هي: البروتيوم والديوتيريوم والتريتيوم.
يُستخدَم الهيدروجين كعامل مختزل في صناعة الأمونيا وفي هدرجة الزيوت النباتية.
- يتّحد الهيدروجين مباشرة مع العديد من الفلزّات فتكون الهيدريدات: $2Na_{(s)} + H_{2(g)} \longrightarrow 2NaH_{(s)}$
- يتّحد الهيدروجين مع الهالوجينات فتكون الهاليدات: $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2HCl_{(g)}$
- يتفاعل الهيدروجين مع الأكسجين فيكون الماء: $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)}$
- يتفاعل الهيدروجين مع النيتروجين فتكون الأمونيا: $3H_{2(g)} + N_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$
- الغازات النبيلة غير نشيطة كيميائيًّا، وتُستخدَم لملء البالونات المستعملة لمعرفة الأحوال الجوّية، وفي الهواء الصناعي، وأنابيب التفريغ الكهربائي.

• على الرغم من قلّة نشاط الغازات النبيلة الكيميائي، فقد تمكّن العلماء من تحضير عام 1962 المركّبات التالية: XeF_2، XeF_6، XeF_4. كما تمّ أيضًا تفاعل الرادون مع الفلور ليُنتج فلوريد الرادون RnF. وتفاعل الكريبتون مع الفلور لينتج KrF_2، وتحضير جزيئات مثارة ثنائية الذرّة، مثل Xe_2، وهاليدات الغازات النبيلة، مثل XeCl. وتمّ اكتشاف فلوريد الأرجون ArF_2 في عام 2003.

خريطة مفاهيم الوحدة

استخدم المفاهيم الموضّحة في الشكل التالي لرسم خريطة تُنظّم الأفكار الرئيسة التي جاءت في الوحدة:



اختبر فهمك

1. عندما يحترق الصوديوم في الهواء يُكوّن فوق أكسيد الصوديوم. يُمكن الحصول على محلول هيدروكسيد الصوديوم بإضافة الصوديوم إلى الماء. اكتب المعادلات الكيميائية لهذين التفاعلين.
2. ما الإسم الذي يُطلَق على عناصر المجموعة 1A، والمجموعة 2A؟
3. ما الجير الحي؟ كيف يُمكن تحضير الجير الحي من كربونات الكالسيوم $CaCO_3$؟
4. لماذا تتميّز الفلزّات الأرضية كمجموعة بكثافة أعلى من الفلزّات القلوية؟
5. اكتب معادلتين مختلفتين للحصول على الجير المطفأ $Ca(OH)_2$.
6. اذكر خام الألمنيوم الغني بـ Al_2O_3.
7. اذكر الخواصّ الفيزيائية للألمنيوم التي تجعله فلزًّا ذا قيمة تجارية.
8. اذكر أربع خواصّ فيزيائية للأمونيا.
9. اذكر ثلاثة استخدامات لحمض النيتريك.
10. لماذا يُعتبَر نيتروجين الهواء الجوّي غير مفيد مباشرة للنباتات؟ وما الذي يجعله يُصبح على هيئة يُمكن أن تستخدمها النباتات؟
11. اذكر الاستخدامات الرئيسة للأمونيا في الصناعة.
12. ما الشروط الثلاثة الواجب توافرها حتّى تُصبح طريقة هابر–بوش التجارية ممكنة لتحضير الأمونيا؟
13. اذكر أسماء الصيغ الكيميائية لمادّتين تحتويان على النيتروجين وتُستخدَمان كأسمدة.
14. اذكر على الأقلّ استخدامًا صناعيًّا واحدًا لكلّ من العناصر التالية:

    (أ) الأكسجين **(ب)** الكبريت
15. اذكر ثلاث خواصّ فيزيائية لكلّ من الموادّ التالية:

    (أ) الأكسجين **(ب)** الأوزون **(جـ)** الكبريت
16. اذكر بعض استخدامات فوق أكسيد الهيدروجين.
17. ما الصور الرئيسة الثلاث التي يتواجد فيها الأكسجين في الكرة الأرضية؟
18. ما النسبة المئوية الحجمية للأكسجين في الهواء الجوّي للأرض؟
19. ما أكبر استخدام صناعي للأكسجين؟
20. أكمل المعادلات التالية لتُصبح موزونة:

    (أ) $Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow$

    (ب) $H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow$

    (جـ) $S_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow$
21. اذكر بعض استخدامات الكبريت.
22. اذكر الأسماء والصيغ الجزيئية للهالوجينات.
23. لماذا يُضاف الكلور إلى مياه الشرب وأحواض السباحة؟
24. كيف يُحضَّر غاز الكلور عادة للاستخدام التجاري؟
25. صف كيف يتمّ الحصول على اليود تجاريًّا.
26. اذكر الألوان والحالات الفيزيائية لكلّ من الكلور والبروم واليود في ظروف الضغط، ودرجة الحرارة القياسية.

27. اكتب الصيغة الكيميائية لأكسيد الحديد (III) .

28. أكمل المعادلات التالية لتُصبح موزونة:

$$Na_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)} +$$
$$K_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow 2KOH_{(aq)} +$$
$$Na_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow$$
$$K_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow$$
$$Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow$$
$$K_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow$$
$$Mg_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Mg(OH)_{2(aq)} +$$
$$Ca_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(aq)} +$$
$$Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow$$
$$Ca_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow$$
$$Mg_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow$$
$$Ca_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow$$
$$Al_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow$$
$$Al_{(s)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow AlCl_{3(aq)} +$$
$$Al_{(s)} + NaOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow NaAlO_{2(aq)} +$$
$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow$$
$$Na_{(s)} + H_{2(g)} \longrightarrow$$
$$Ca_{(s)} + H_{2(g)} \longrightarrow$$
$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow$$
$$H_{2(g)} + Br_{2(l)} \longrightarrow$$
$$H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow$$
$$H_{2(g)} + N_{2(g)} \longrightarrow$$
$$2H_2O_{(l)} \longrightarrow O_{2(g)} +$$

اختبر مهاراتك

1. صف الطريقة المستخدمة للحصول على الألمنيوم من مصدره الطبيعي .
2. ميّز بين الأكسجين والأوزون .
3. اكتب معادلة موزونة لتفاعل الهيدروجين مع العناصر التالية:
   (أ)النيتروجين (ب) الكلور (جـ) الكالسيوم
4. رتّب الهالوجينات تبعًا للزيادة في قيمة السالبية الكهربائية .
5. اذكر بعض الاستخدامات الرئيسة لحمض الكبريتيك .

6. يُوضّح جدول البيانات التالي درجات الإنصهار والغليان للهالوجينات:

العنصر	درجة الانصهار °C	درجة الغليان °C
F	−219	−188
Cl	−107	−34
Br	−7	58
I	113	184

صف التدرّج في الخواصّ الذي تُلاحظه في الجدول.

7. الهيدروجين والهيليوم هما أكثر العناصر وفرة في الكون. لماذا يتواجد الهيليوم والصورة الحرّة للهيدروجين بكمّيات قليلة نادرة على الأرض؟

8. قارن بين الطرق المستخدمة لإنتاج الهيدروجين وبين عيوب كلّ منها في إنتاج الهيدروجين كوقود.

9. ما ميزة إعادة تصنيع الألمنيوم من الأشياء المستعملة بدلًا من إنتاج الألمنيوم من خاماته؟

10. اكتب صيغة كلّ من المركّبات التالية:

(أ) أكسيد الكالسيوم
(ب) أكسيد الزئبق (II)
(جـ) أوّل أكسيد الكربون
(د) أكسيد الألمنيوم
(هـ) ثاني أكسيد الكبريت
(و) فوق أكسيد الصوديوم

12. اكتب الترتيب الإلكتروني الكامل لكلّ من:

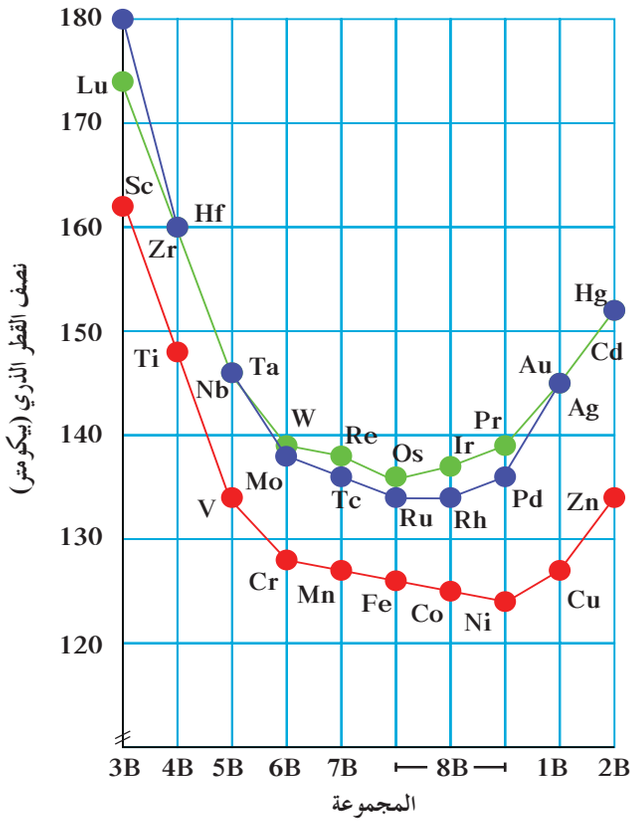
(أ) $_{26}Fe$ **(ب)** $_{23}V$ **(جـ)** $_{47}Ag$ **(د)** $_{26}Fe^{3+}$
(هـ) $_{29}Cu$ **(و)** $_{28}Ni$ **(ز)** $_{32}Zn$ **(حـ)** $_{47}Ag^{+}$

13. صمّم تجربة لاختبار مقاومة التآكل لفلزّات مختلفة في وسط رطب. ناقش التقييم الذي قمت به مع معلّمك، وإذا وافق عليه، فقم بالتجربة وسجّل النتائج التي تحصل عليها في جدول.

14. تحوي المياه في الأنهار والبحيرات والمحيطات أملاحًا مذابة. صمّم تجربة لقياس كمّية الملح المذابة في عيّنة ماء. إذا وافق معلّمك على تصميمك العملي، فقم بإجرائه على عيّنات مختلفة.

15. تخيّل أنّك اكتشفت فلزًّا قلويًّا جديدًا وثابتًا رمزه Ak. توقّع تفاعل Ak مع الماء.

16. اشرح التدرّج في الخواصّ الذي يُوضّحه الرسم البياني التالي:



مشاريع الوحدة

1. الكتابة في الكيمياء: تُعتبَر موارد المغنيسيوم غير محدودة. اذكر كيفية الحصول على المغنيسيوم ومصادره المهمّة. اكتب تقريرًا عمّا توصّلت إليه.
2. الكتابة في الكيمياء: يُعتبَر الهيدروجين مصدرًا بديلًا للوقود. ابحث عن استخدامات الهيدروجين كوقود. ما بعض مميّزات استخدام الهيدروجين وعيوبه كمصدر للوقود؟ كيف يُمكن ترتيب الهيدروجين على المستهلكين؟ أين يُمكن للمستهلكين الحصول على الهيدروجين؟ اكتب تقريرًا تُلخّص فيه ما توصّلت إليه من معلومات. اذكر في تقريرك إن كنت مع أو ضدّ استخدام الهيدروجين كمصدر بديل للوقود. اذكر الأسباب التي تُدعّم رأيك.
3. صمّم لوحة عرض جدارية تُوضّح فيها المنتجات المنزلية شائعة الاستخدام، والتي تحوي أملاح الفلزّات القلوية والفلزّات القلوية الأرضية، مع ذكر نوع الملح أو الأملاح في كلّ منهما.

مصطلحات

الفلك الذري Atomic Orbital: المنطقة الفراغية حول النواة التي يكون فيها أكبر احتمال لوجود الإلكترون. (صفحة 17)

السحابة الإلكترونية Electron Cloud: هي منطقة في محيط النواة، حيث يكون احتمال وجود الإلكترون عالٍ فيها. (صفحة 16)

النموذج الميكانيكي الموجي للذرّة Wave–Mechanical Atom Model: «طبيعة حركة الإلكترونات حول النواة، معتمدًا على طبيعته الموجية». (صفحة 16)

مستوى الطاقة Energy Level: كمية الطاقة التي تربط بين جسمين يحدد الكم الرئيس مستويات الطاقة في الذرة (صفحة 16).

الكوانتم (الكمّ) Quantum: كمية الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من مستوى الطاقة الساكن فيه إلى مستوى الطاقة الأعلى التالي. (صفحة 17)

الترتيب الإلكتروني Electron Configuration: هي الطريقة التي تترتب بها الإلكترونات حول أنوية الذرّات. (صفحة 21)

مبدأ أوفباو Aufbau's Principle: «لا بدّ للإلكترونات أن تملأ تحت مستويات الطاقة ذات الطاقة المنخفضة أوّلًا، ثم تحت مستويات الطاقة ذت الطاقة الأعلى». (صفحة 22)

مبدأ باولي للاستبعاد Pauli's Exclusion Principle: «في ذرة ما، لا يوجد إلكترونان لهما أعداد الكم الأربعة نفسها، إذ لا بدّ أن يختلفا في عدد كم واحد على الأقل». (صفحة 23)

قاعدة هوند Hund's Rule: «تملأ الإلكترونات أفلاك تحت مستوى الطاقة الواحد، كل واحدة بمفردها بإتجاه غزل نفسه، ثم تبدأ بالازدواج في الأفلاك تباعًا باتجاه غزل معاكس». (صفحة 23)

الجدول الدوري Periodic Table: هو جدول رُتبت فيه العناصر بحسب الزيادة في العدد الذري من اليسار إلى اليمين ومن أعلى إلى أسفل. (صفحة 30)

الدورات Periods: هي الصفوف الأفقية في الجدول الدوري. (صفحة 31)

القانون الدوري Periodic Law: «يتكرر نمط الخواص داخل المجموعة كلما انتقلنا من دورة إلى الدورة التي تليها». (صفحة 31)

المجموعة Group: هو كل عمود رأسي من العناصر في الجدول الدوري. (صفحة 31)

العناصر المثالية Representative Elements: هي عناصر كافة المجموعات من 1A إلى 8A. (صفحة 32)

الفلزات Metals: هي العناصر المثالية الواقعة إلى يسار الجدول الدوري. (صفحة 32)

الفلزات القلوية Alkali Metals: هي عناصر المجموعة 1A. (صفحة 32)

الفلزات القلوية الأرضية Alkaline Earth Metals: هي عناصر المجموعة 2A. (صفحة 32)

الفلزات الانتقالية Transition Metals: هي عناصر حيث يحتوي كل من تحت مستوى الطاقة s وتحت مستوى الطاقة d المجاور له على الإلكترونات. (صفحة 32)

الفلزات الانتقالية الداخلية Inner Transition Metals: هي عناصر حيث يحتوي كل من تحت مستوى الطاقة s وتحت مستوى f المجاور له على الإلكترونات. (صفحة 32)

اللافلزات Non Metals: هي عناصر الجزء الأيمن العلوي من الجدول الدوري. (صفحة 33)

هالوجينات Halogens: هي لا فلزات المجموعة 7A. (صفحة 33)

غازات نبيلة Noble Gases: هي لافلزات المجموعة 8A، حيث تمتلئ فيها تحت مستويات الخارجية s وp بالإلكترونات. (صفحة 33)

أشباه الفلزات Metalloids: هي العناصر المجاورة للخط الفاصل بين السلوك الفلزي واللافلزي. (صفحة 33)

نصف القطر الذرّي Atomic Radius: هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين في جزئ ثنائي الذرة. (صفحة 43)

طاقة التأين Ionization Energy: هي الطاقة اللازمة للتغلب على جذب شحنة النواة، ونزع إلكترون من الذرة في الحالة الغازية. (صفحة 47)

السالبية الكهربائية Electronegativity: هي ميل ذرّات العنصر لجذب الإلكترونات، عندما تكون مرتبطة كيميائيًّا بذرّات عنصر آخر. (صفحة 52)

إلكترونات التكافؤ Valence Electrons: هي الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة ممتلئ في ذرّات العنصر. (صفحة 67)

الترتيبات الإلكترونية النقطية Electron Dot Structures: هي الأشكال التي توضّح إلكترونات التكافؤ في صورة نقاط. (صفحة 67)

قاعدة الثمانية Octet Rule: «إن الذرّات تميل إلى بلوغ الترتيب الإلكتروني الخاص بالغاز النبيل خلال عملية تكوين المركّبات. (صفحة 68)

أيونات الهاليدات Halide Ions: هي الأيونات التي تتكوّن عندما تكتسب الهالوجينات إلكترونات. (صفحة 72)

الروابط الأيونية Ionic Bonds: هي قوى التجاذب التي تربط أيونات مختلفة في الشحنة. (صفحة 74)

عدد التناسق Coordination Number: هو الرقم الدالّ على عدد الأيونات التي تحيط هذا الأيون أو هذه الذرّة بصفة مميّزة وتلامسه. (صفحة 77)

الرابطة التساهمية الأحادية Single Covalent Bond: هي الرابطة حيث تتقاسم فيها الذرتان زوجًا واحدًا من الإلكترونات. (صفحة 83)

الصيغ البنائية Structural Formulas: هي صيغ بنائية توضّح ترتيب الذرات في الجزيئات والأيونات عديدة الذرات. (صفحة 83)

أزواج الإلكترونات غير المشاركة Unshared Electron Pair: هي أزواج إلكترونات تكافؤ التي لم تساهم بالربط بين الذرات في جزيء ما. (صفحة 84)

الرابطة التساهمية الثنائية Double Covalent Bond: هي رابطة حيث يتقاسم فيها زوج من الذرات زوجين من الإلكترونات. (صفحة 88)

الرابطة التساهمية الثلاثية Triple Covalent Bond: هي رابطة حيث يتقاسم فيها زوج من الذرات ثلاثة أزواج من الإلكترونات. (صفحة 88)

الرابطة التساهمية التناسقية Coordinate Covalent Bond: هي رابطة حيث تتقاسم فيها زوج إلكترونات ذرة واحدة بين ذرتين. (صفحة 92)

الفلزّات القلوية Alkali Metals: هي عناصر المجموعة 1A. (صفحة 104)

الفلزّات القلوية Alkaline Earth Metals: هي عناصر المجموعة 2A. (صفحة 110)

المجموعة 3A Group 3A: تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى (np^1). (صفحة 114)

المجموعة 5A Group 5A: تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى (np^3). (صفحة 116)

المجموعة 6A Group 6A: تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى (np^4). (صفحة 118)

المجموعة 7A Group 7A: تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى (np^5). (صفحة 121)

المجموعة 8A Group 8A: تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى (np^6)، في ما عدا الهيليوم، فإنّ له إلكترونين في تحت المستوى ($1s^2$). (صفحة 128)

الغازات النبيلة Noble Gases: هي عناصر المجموعة الثامنة، وهي غير نشطة كيميائيًّا. (صفحة 128).

ملاحظات

ملاحظات

10

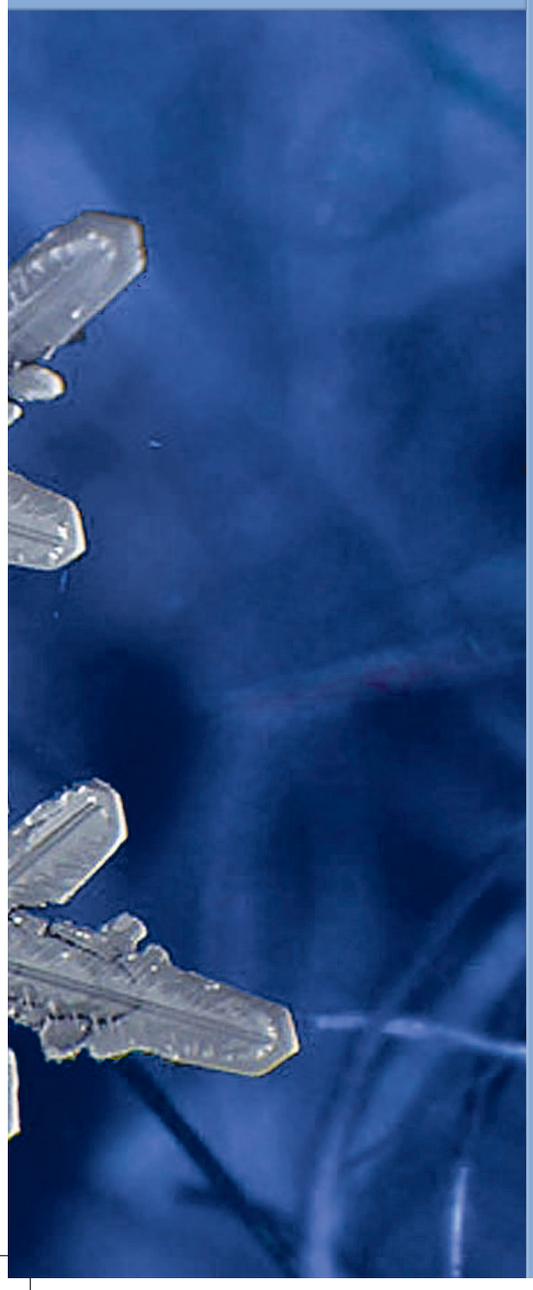
تطرح سلسلة العلوم مضمونًا تربويًا منوَّعًا يتناسب مع جميع مستويات التعلُّم لدى الطلاّب.

يوفّر كتاب العلوم الكثير من فرص التعليم والتعلُّم العلمي والتجارب المعمليّة والأنشطة التي تعزز محتوى الكتاب.

يتضمّن هذا الكتاب أيضًا نماذج الإختبارات لتقييم استيعاب الطلاّب والتأكد من تحقيقهم للأهداف واعدادهم للاختبارات الدولية.

تتكوّن السلسلة من:

- كتاب الطالب
- كتاب المعلّم
- كرّاسة التطبيقات
- كرّاسة التطبيقات مع الإجابات



ISBN 978-614-406-295-1
9 786144 062951

PEARSON
Scott Foresman

الكتاب كاملاً

قيِّم مناهجنا