وزارة التربية

الكيمياء 10

الصف العاشر

الجزء الأوّل

كتاب المعلّم

المرحلة الثانوية

الكيمياء

كتاب المعلّم

10 الصفّ العاشر

الجزء الأوّل

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 الأولى

1433 - 1434 هـ

2012 - 2013 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 2012**

© جَميع الحقوق مَحفوظة: لا يَجوز نشْر أيّ جُزء من هذا الكِتاب أو تَصويره أو تَخزينه أو تَسجيله بأيّ وَسيلَة دُون مُوَافقَة خطّيَّة مِنَ النّاشِر.

الطبعة الأولى 2013/2012 م

صاحب السمو الشيخ صباح الأحمد الجابر الصباح

أمير دولة الكويت

سمو الشيخ نواف الأحمد الجابر الصباح

ولي عهد دولة الكويت

مقدمـــة

في ضوء ما شهدته السنوات الأخيرة من طفرة هائلة في المستحدثات التكنولوجية المرتبطة بمجال التعليم، كان على منظومة التعليم بمستوياتها وعناصرها المختلفة بدولة الكويت أن تتأثر بهذا التطور، فحرصت وزارة التربية على تطوير مناهج العلوم والرياضيات لتصبح قادرة على استيعاب المتغيرات التربوية والعلمية الحديثة.

ولما كان من الضروري أن يعايش المتعلم المعلومات المتدفقة من مصادر تعز عن الحصر، وأن يستعد لأداء دور فاعل في أي موقع من مواقع العمل الوطني، ويصنع مع أقرانه حياة الأمن والعزة والنماء، فيتحقق للوطن المكانة التي يرجوها بين دول العالم.

وكان على النظم التعليمية أن تعيد النظر في المناهج لإعداد الأبناء بالكفايات اللازمة والمهارات المتنوعة المستجيبة لكل تغيير في هذه الحياة.

عندئذ كفل المنهج الجديد تغيير دور المتعلم نتيجة لهذه المستحدثات، ليخرج من حيز المتلقي إلى دائرة المتفاعل الناشط، والمشارك في المواقف التعليمية، عندما يبحث ويقارن ويستنبط ويتعامل بنفسه مع المواد التعليمية، حتى يسهم في تحقيق الاكتفاء الذاتي لوطنه اقتصاديًّا واجتماعيًّا وثقافيًّا، وسد حاجاته من العمالة الوطنية في مختلف المجالات.

لقد أتاح المنهج الجديد للعلوم والرياضيات للمتعلم الارتباط بالبيئة من خلال طبيعة الأنشطة التعليمية، واكتساب الطلاب مهارات التعلم الذاتي وغرس حب المعرفة وتحصيلها استجابة لأهداف المنهج الرئيسية.

ولقد انتظم التغيير أهداف المنهج ومحتواه وأنشطته، وطرائق عرضها وتقديمها وأساليب تقويمها، ضمن مشروع التطوير.

وكان اختيار هذه السلسلة من المناهج بصورة تتماشى مع الاتجاهات التربوية الحديثة في التعليم والتعلم، وتراعي المعايير الدولية في تعليم العلوم والرياضيات.

وإذا كانت هذه السلسلة لم تغفل دور ولي الأمر في عملية التعليم، فإنها ركزت على دور المعلم، حيث يسهّل عملية التعليم، لطلابه ويصمم بيئة التعليم، ويشخص مستويات طلابه، وييسر لهم صعوبات المادة العلمية، فتزداد معايير الجودة التعليمية.

والآن نطرح بين أيديكم هذه المجموعة من كتب العلوم والرياضيات الجديدة التي تتضمن كتابًا للمتعلم وآخر للمعلم، وكراسة للتطبيقات، من إعداد ذوي الكفايات العالمية والخبرات المتطورة، أملًا في الوصول إلى الغايات المرجوة من أقرب طريق إن شاء الله.

الوكيل المساعد لقطاع البحوث التربوية والمناهج

أ. مريم محمد الوتيد

المحتويات

الجزء الأوّل

الوحدة الأولى: الإلكترونات في الذرات والدورية الكيميائية

الوحدة الثانية: الروابط الكيميائية (الأيونية والتساهمية والتناسقية)

الوحدة الثالثة: كيمياء العناصر

الجزء الثاني

الوحدة الرابعة: التفاعلات الكيميائية والكيمياء الكمية

الوحدة الخامسة: مركّبات الكربون

محتويات الجزء الأوّل

الوحدة الأولى: الإلكترونات في الذرات والدورية الكيميائية 15

الفصل الأوّل: نماذج الذرة 17

الدرس 1–1: تطور النماذج الذرّية 18

الدرس 1–2: توزيع الإلكترونات في الذرات 23

الفصل الثاني: الدورية الكيميائية 27

الدرس 2–1: تطور الجدول الدوري 28

الدرس 2–2: تقسيم العناصر 32

الدرس 2–3: الميول الدورية (التدرج في الخواص) 38

أسئلة مراجعة الوحدة الأولى 46

الوحدة الثانية: الروابط الكيميائية (الأيونية والتساهمية والتناسقية) 52

الفصل الأوّل: الروابط الأيونية والمركبات الأيونية 54

الدرس 1–1: الترتيب الإلكتروني في الرابطة الأيونية 55

الدرس 1–2: الرابطة الأيونية 61

الفصل الثاني: الرابطة التساهمية 66

الدرس 2–1: الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية 67

الدرس 2–2: الرابطة التساهمية التناسقية 73

أسئلة مراجعة الوحدة الثانية 77

الوحدة الثالثة: كيمياء العناصر 82

الفصل الأوّل: كيمياء الفلزّات واللافلزّات 84

الدرس 1–1: عناصر القطاع (s) 85

الدرس 1–2: عناصر القطاع (p) 93

الفصل الثاني: الهيدروجين وعناصر الغازات النبيلة 98

الدرس 2–1: الهيدروجين وعناصر الغازات النبيلة 99

أسئلة مراجعة الوحدة الثالثة 104

الهدف الشامل للتربية في دولة الكويت

تهيئة الفرص المناسبة لمساعدة الأفراد على النمو الشامل المتكامل روحيًا وخلقيًا وفكريًا واجتماعيًا وجسمانيًا إلى أقصى ما تسمح به استعداداتهم وإمكاناتهم في ضوء طبيعة المجتمع الكويتي وفلسفته وآماله وفي ضوء المبادئ الإسلامية والتراث العربي والثقافة المعاصرة بما يكفل التوازن بين تحقيق الأفراد لذواتهم وإعدادهم للمشاركة البناءة في تقدم المجتمع الكويتي والمجتمع العربي والعالم عامه.

الأهداف العامة لتعليم العلوم

تؤكد أهداف تعليم العلوم في مراحل التعليم العام على تنمية الخبرات المختلفة: الجانب المعرفي والجانب المهاري والجانب الوجداني.

هذا وقد صيغت الأهداف التالية لكي تحقق الجوانب الثلاثة بحيث تساعد المتعلم على:

1. تعميق الإيمان بالله سبحانه وتعالى من خلال تعرفه على بديع صنع الله وتنوع خلقه في الكون والإنسان.
2. استيعاب الحقائق والمفاهيم العلمية، واستخدامها في مواجهة المواقف اليومية، وحل المشكلات، وصنع القرارات.
3. اكتساب بعض مفاهيم ومهارات التقانة بما ينمي لديه الوعي المهني، وحب وتقدير العمل اليدوي، والرغبة في التصميم والابتكار.
4. اكتساب قدر مناسب من المعرفة والوعي البيئي بما يمكنه من التكيف مع بيئته، وصيانتها، والمحافظة عليها، وعلى الثروات الطبيعية.
5. اكتساب قدر مناسب من المعرفة الصحية والوعي الوقائي بما يمكنه من ممارسة السلوك الصحي السليم والمحافظة على صحته وصحة بيئته ومجتمعه.
6. اكتساب مهارات التفكير العلمي وعمليات التعلم وتنميتها وتشجيعه على ممارسة أساليب التفكير العلمي وحل المشكلات في حياته اليومية.
7. تنمية مهارات الاتصال، والتعلم الذاتي المستمر، وتوظيف تقنيات المعلومات ومصادر المعرفة المختلفة.
8. فهم طبيعة العلم وتاريخه وتقدير العلم وجهود العلماء عامه والمسلمين والعرب خاصة والتعرف على دورهم في تقدم العلوم وخدمة البشرية.
9. اكتساب الميول والاتجاهات والعادات والقيم وتنميتها بما يحقق للمتعلم التفاعل الإيجابي مع بيئته ومجتمعه ومع قضايا العلم والتقانة والمجتمع.

الأهداف العامة لتدريس مادة الكيمياء

يهتم علم الكيمياء بدراسة تركيب المواد المختلفة وخصائصها، والتغيرات التي تحدث لهذه المواد، وأسباب حدوثها، والطرق والأساليب التي تمكّن الإنسان من الحصول عليها. وعلم الكيمياء له أهمية كبرى في حياتنا اليومية، فهو يبتكر مواد ومركّبات تعزّز رُقي الإنسان، وتساعد في تقدّمه ورفاهيّته.

الأهداف المعرفية

يتعرف المفاهيم، والمبادئ، والحقائق العامة لعلم الكيمياء:

- الإلكترونات في الذرات، والدورية الكيميائية
- الروابط الكيميائية
- كيمياء العناصر
- التفاعلات الكيميائية، والكيمياء الكمية
- مركّبات الكربون

الأهداف المهارية

1. يكتسب مهارات يدوية تكون حصيلة العمل المخبري.
2. يتبع قواعد السلامة، ويتوخى الدقة والحذر أثناء العمل في مختبر الكيمياء.
3. يكتسب روح التعاون بين الطلاب من خلال العمل المخبري.
4. يكتسب اتجاهًا علميًّا يتميز بسعة الأفق، والموضوعية والعقلانية، واحترام آراء الآخرين، وتقبل وجهات النظر المغايرة المستندة إلى أدلة علمية سليمة، وحب الاستطلاع الموجّه، والتواضع، والأمانة العلمية.
5. يتعرف خصائص العلم التجريبي الذي يقوم عليه علم الكيمياء.
6. يكتسب الخطوات المتّبعة في التفكير العلمي، ومن ثم تطبيقها.
7. يكتسب طرق فهم بعض الفرضيات والنظريات، وتحليلها وتطبيقها.
8. يكتسب مهارات عقلية مناسبة: تحليل التفاعلات وتفسيرها، تصميم التجارب، إدراك العلاقات، اقتراح النماذج، حل التمارين، كتابة التقرير العلمي، استخدام الأدوات والمواد الكيميائية، إجراء التجارب، قياس الوزن، التسجيل الدقيق.

الأهداف الوجدانية (المواقف، والميول، والاتجاهات)

1. يتذوق العلم، ويقدّر جهود العلماء ودورهم في تقدم العلم والإنسانية.
2. يقدّر دور العلماء وإسهاماتهم في تطور علم الكيمياء.
3. يقدّر أثر علم الكيمياء في تطور التقنية، وأثره على تطور المجتمع ورقيه من خلال ملاحظة التطبيقات الحياتية لعلم الكيمياء، وتفاعل المجتمع معها.
4. يكتسب القيم والاتجاهات التالية: الموضوعية، الأمانة العلمية، الاقتصاد، نبذ الخرافات، احترام العمل اليدوي.
5. يقدّر الجهود المبذولة لترشيد استغلال الثروات الطبيعية.
6. يقدّر الأهمية الاقتصادية لبعض المواد، وتأثيراتها على الصحة العامة والبيئة.

مخطط الوحدة الأولى: الإلكترونات في الذرات والدورية الكيميائية

الفصل	الدرس	الأهداف	عدد الحصص	معالم الوحدة
1. نماذج الذرة	1–1 تطور النماذج الذرّية	• تلخيص تطور النظرية الذرّية. • شرح معنى طاقات الكوانتم للإلكترونات.	2	اكتشف بنفسك: الفراغ بين الجزيئات في المادة.
	1–2 توزيع الإلكترونات في الذرات	• تطبيق مبدأ أوفباو ومبدأ باولي للاستبعاد، وقاعدة هوند في كتابة الترتيبات الإلكترونية للعناصر. • تفسير سبب اختلاف الترتيبات الإلكترونية لبعض العناصر عمّا هو متّبع باستخدام مبدأ أوفباو.	3	
2. الدورية الكيميائية	2–1 تطور الجدول الدوري	• وصف منشأ الجدول الدوري. • تحديد مواقع المجموعات والدورات والعناصر الانتقالية في الجدول الدوري.	2	الكيمياء في خدمة المجتمع: معرفة تاريخ الوفاة من رفات الموتى.
	2–2 تقسيم العناصر	• تفسير إمكانية استنتاج خواص عنصر ما بناء على خواص العناصر الأخرى في الجدول الدوري. • استخدام الترتيبات الإلكترونية لتقسيم العناصر، كغازات نبيلة وعناصر مثاليّة وعناصر انتقالية وعناصر انتقالية داخلية.	4	
	2–3 الميول الدورية (التدرج في الخواص)	• تفسير التدرج في الخواص التالية تجاه المجموعة في الجدول الدوري: أنصاف الأقطار الأيونية، طاقات التأين، السالبية الكهربائية. • تفسير التدرج في الخواص التالية تجاه الدورة في الجدول الدوري: أنصاف الأقطار الأيونية، طاقات التأين، السالبية الكهربائية.	5	ارتباط الكيمياء بعلم الفلك: الانفجار العظيم. ارتباط الكيمياء بعلم الموسيقى: ثمانيات نيولاندر. الكيمياء في خدمة الصناعة: وظائف كبيرة لأجهزة صغيرة.
حل أسئلة مراجعة الوحدة			2	
إجمالي عدد الحصص			18	

الوحدة الأولى

الإلكترونات في الذرّات والدورية الكيميائية

مكونات الوحدة

الفصل الأول: نماذج الذرة

الدرس 1–1: تطور نماذج الذرّة

الدرس 1–2: توزيع الإلكترونات في الذرات

الفصل الثاني: الدورية الكيميائية

الدرس 2–1: تطور الجدول الدوري

الدرس 2–2: تقسيم العناصر

الدرس 2–3: الميول الدورية (التدرّج في الخواص)

مقدمة

تهدف دراستنا لتطور النماذج الذرّية إلى معرفة بعض القوانين الضابطة للقوى التي تربط مكونات الذرّة، حيث يشمل المحتوى معظم جوانب التركيب الذرّي، والتي سبق وأن درس الطالب بعضًا منها في الصف التاسع. وسنعالج بعض المواضيع باستخدام بعض المفاهيم الحديثة للذرّة والتي هي أساس دراسة الإلكترونات في الذرّة.

تتضمن الوحدة فصلين هما:

- نماذج الذرّة
- الدورية الكيميائية

في الفصل الأول، سيدرس الطالب مراحل تطور الذرّة من خلال دراسته النماذج الذرّية وتطورها، وما يرتبط بها من تطبيقات رياضية وعملية. أما في الفصل الثاني، فسوف يدرس الطالب الدورية الكيميائية. سيبدأ بدراسة تطور الجدول الدوري، ومن ثم تقسيم العناصر فيه والميول الدورية. وتشمل هذه الوحدة بعض التطبيقات، والأمثلة، والاستكشافات، والتجارب العملية التي تعزز فهم الطالب للمحتوى.

التعليق على الصورة الافتتاحية للوحدة

اطلب إلى الطلاب تفحصّ الصورة الافتتاحية للوحدة، ثم وجّه إليهم السؤال التالي:

كيف يختلف الضوء الصادر عن مصباح النيون عن الضوء الصادر عن المصباح المتوهج العادي؟ **[المصباح المتوهج العادي هو مصباح تنجستن أي أنه يحتوي على فتيلة من عنصر التنجستن الذي يشكل مصدر الضوء العادي، في حين أن الغاز هو مصدر ضوء مصباح النيون].**

الإجابة عن السؤال في إفتتاحية الوحدة ص 12

[تثار ذرات الغاز داخل الأنبوب الزجاجي المفرغ، فتنتقل الإلكترونات إلى مدارات ذات طاقة أعلى. ولكن هذه الإلكترونات المثارة تعود إلى مداراتها الأصلية مطلقة الفوتونات الضوئية].

اكتشف بنفسك

اطلب إلى الطلاب تنفيذ هذا النشاط ضمن مجموعات، والإجابة على الأسئلة الموجودة في افتتاحية الوحدة الأولى ص 12.

عند إضافة قليلًا من الحبر إلى الماء الموجود في الكأس نلاحظ كيف أن نقطة الحبر ذات الشكل الكروي تبدأ عند ارتطامها بالماء بالتحلل وتتداخل جزيئات الحبر وجزيئات الماء ثم تتابع انتشارها حتى تشكل مع الماء مزيجًا متجانسًا.

هذا الانتشار يشير إلى أن كتلة الماء تتكون من جزيئات صغيرة يمكن التداخل ضمنها وكذلك الحبر يؤكد على البنية غير المتواصلة للمادة.

الأهداف المتوقع اكتسابها بعد دراسة الوحدة الأولى

الأهداف المعرفية

أتوقع أن يكون الطالب قادرًا على أن:

1. **يحدِّد المفردات والعبارات الكيميائية التالية:**

مستوى الطاقة، أعداد الكم، الأفلاك الذرّية، الترتيبات الإلكترونية، مبدأ أوفباو، مبدأ باولي للاستبعاد، قاعدة هوند، الجدول الدوري، الدورات، القانون الدوري، مجموعة العناصر المثالية، الفلزّات، الفلزّات القلوية الأرضية، الفلزّات القلوية، الفلزّات الانتقالية، الفلزّات الانتقالية الداخلية، اللافلزّات، الهالوجينات، الغازات النبيلة (الخاملة)، أشباه الفلزّات، نصف القطر الذرّي، طاقة التأين، السالبية الكهربائية

2. **يتعرف المفاهيم العلمية التالية:**

- تطور النظرية الذرّية.
- شرح معنى طاقات أعداد الكم للإلكترونات.
- تطبيق مبدأ أوفباو، مبدأ باولي للاستبعاد، وقاعدة هوند في كتابة الترتيبات الإلكترونية للعناصر.
- تفسير سبب اختلاف الترتيبات الإلكترونية لبعض العناصر (مثل النحاس) عما هو متبع باستخدام مبدأ أوفباو.
- وصف منشأ الجدول الدوري.
- تحديد مواقع المجموعات والدورات والعناصر الانتقالية في الجدول الدوري.
- تفسير لماذا يمكن استنتاج خواص عنصر بناء على خواص العناصر الأخرى في الجدول الدوري.
- استخدام الترتيبات الإلكترونية لتقسيم العناصر، كالغازات النبيلة، والعناصر المثالية بعناصر انتقالية، وعناصر انتقالية داخلية.
- تفسير التدرج في الخواص التالية تجاه المجموعة في الجدول الدوري: أنصاف الأقطار الذرّية، أنصاف الأقطار الأيونية، طاقات التأين، السالبية الكهربائية، الميل الإلكتروني.

3. **يعطي أمثلة عن التطبيقات العملية الحياتية لمفاهيم هذه الوحدة ويفسّرها، مثل:**

- عنصر الكروم هو مكوّن لمعظم مواد الصلب (الفولاذية) التي لا تصدأ، ويعطيها البريق اللامع ومقاومة الصدأ.
- النحاس موصل جيد للكهرباء، ويستخدم في صناعة الأسلاك الكهربائية.
- لافتات المصابيح ذات الألوان المبهرة التي تعطي ألوانًا مختلفة.
- تصدر مصابيح بخار الصوديوم وميضًا أصفر ساطعًا، في حين تصدر مصابيح بخار الزئبق وميضًا أزرق، ويعطي غاز النيتروجين ضوءًا برتقاليًّا مصفرًّا.
- استخدامات الليزر في العمليات الجراحية والأجهزة المختلفة.
- استخدام الزئبق في صناعة الترمومترات والبارومترات.
- استخدام الفضة في صناعة العملات.
- استخدام أشباه الموصلات في صناعة الحاسبات ذات الأحجام الصغيرة.

الأهداف المهارية

يرجى أن يكتسب الطالب المهارات التالية:

- يطبّق مبدأ أوفباو، ومبدأ باولي للاستبعاد وقاعدة هوند في كتابة الترتيبات الإلكترونية للعناصر.
- يستنتج سبب اختلاف الترتيبات الإلكترونية لبعض العناصر.
- يستنتج خواص عنصر ما استنادًا إلى خواص عناصر أخرى في الجدول الدوري.
- يجري التجارب لتوضيح العناصر التي تتسبب بتكوين اللهب، والتجارب التي توضّح الخواص العامة للهاليدات.
- يقوم ببحوث، والتقصي، وإمكانية استثمار النتائج في فهم المعارف العلمية.
- يفسّر التدرج في الخواص التالية تجاه الدورة وتجاه المجموعة في الجدول الدوري: أنصاف الأقطار الذرّية، أنصاف الأقطار الأيونية، طاقات التأيّن، السالبية الكهربائية.

الأهداف الوجدانية

أتوقع أن يكتسب الطالب:

1. **الاتجاهات التالية:**

- الاتجاه نحو الدقة في حل مشكلة أو ظاهرة ما بناءً على مفهومها العلمي.
- الاتجاه نحو إجراء التجارب لتوضيح بعض الحقائق العلمية وإثباتها.

2. **الميول العلمية المناسبة التالية:**

- وضع خرائط للمفاهيم توضح مفاهيم الوحدة.
- تخصيص ملف يجمع فيه الطالب الأبحاث والدراسات التي قام بها خلال دراسته لهذه الوحدة.

3. **أوجه التقدير التالية:**

- الأهمية الاقتصادية لبعض المواد، وتأثيراتها على الصحة العامة والبيئة.
- الجهود المبذولة لترشيد استغلال الثروات الطبيعية.
- جهود العلماء عامةً، وعلماء الكيمياء خاصةً، وإسهاماتهم.

الفصل الأول

نماذج الذرّة

دروس الفصل

الدرس 1–1: تطوّر النماذج الذرّية

الدرس 1–2: توزيع الإلكترونات في الذرّات

تعرّف الطالب مفهوم الذرّة وتطور النموذج الذرّي، من خلال دراسته لبنية المادة والترتيب الإلكتروني في الصف التاسع، وتكونت لديه معرفة بالعديد من المفاهيم والمصطلحات المرتبطة بها كتصور بعض العلماء للذرّة ومكوناتها.

في هذا الفصل، سوف يدرس الطالب تطور النموذج الذرّي بشكل أعمق بما يتناسب مع مستواه العقلي في هذه المرحلة. فسيدرس النماذج الأولى للذرّة، وتجارب العلماء لاكتشافها بدءًا باكتشاف الإلكترون، وتصور طومسون، وتجربة رذرفورد وصولًا إلى النموذج الحديث للذرّة. وسيتعرف الطالب مفاهيم علمية جديدة ترتبط بتطور النموذج الذرّي، مثل أعداد الكم.

سينفذ الطلاب في هذا الفصل تجربة عملية تعزز فهمهم للذرة:

- الترتيبات الإلكترونية للذرّات والأيونات.

اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

- وجِّه أسئلة حول تركيب الذرة التي سبق أن درسها الطلاب، وذلك تمهيدًا للدرس.
- قسِّم الطلاب إلى مجموعات.
- كلِّف المجموعات بملء الجدول التالي بالمعلومات المطلوبة بناءً على ما درسوه سابقًا:

الجسيم	مكان وجوده في الذرّة	الشحنة
إلكترون		
بروتون		
نيوترون		

استخدام الصورة الافتتاحية للفصل

- دعِ الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للفصل، ويقرأون الفقرة التي تتعلّق بها.
- ناقش مع الطلاب قيمة النماذج الآلية (التي تعمل بالكمبيوتر) في تصميم السيارات وألعاب الأطفال الإلكترونية، وفي صناعة الأفلام السينمائية، مثل «الفك المفترس» و«تيتانك».

خلفية علمية

نظرية الكم

هي نظرية وضعها ماكس بلانك عام 1900. فتوجد في وسط كل ذرّة نواةٌ مؤلفة من بروتونات ونيوترونات، وتدور حول هذه النواة الإلكترونات (لها طبيعة مزدوجة مادية، موجية) في مسارات خاصة بها. لا يمكن تحديد موقع الإلكترون داخل مداره بصورة مؤكدة، ولكن يمكن تحديد احتمالية وجود إلكترون في نقطة محددة بنسبة مئوية (هيزنبيرغ وشرودينغر).

وتزداد طاقة الإلكترون عندما تتلقى الذرّة طاقة على شكل فوتونات (ضوء أو حرارة)، وتقوم بامتصاصها. عندها، ينتقل أحد الإلكترونات من مداره إلى مدار ذي مستوى طاقة أعلى وتصبح الذرة مثارة، فتُصدر بعدها هذه الطاقة على شكل فوتونات، ويعود الإلكترون إلى المدار ذي مستوى طاقة أقل انخفاضًا. وبهذه الخاصية يمكن تفسير إضاءة مصابيح الإنارة بأنواعها، وتوهج المعادن لدى تسخينها.

الدرس 1-1

تطوّر النماذج الذرّية

الأهداف:
- يلخص تطور النظرية الذرّية.
- يشرح معنى طاقات أعداد الكم للإلكترونات.

الأدوات المستعملة: المسلاط الضوئي (جهاز العرض العلوي)، الداتا شو، لعبة السهم والهدف، أفلام تعليمية توضّح أشكال الأفلاك الذرّية

صفحات التلميذ: من ص 14 إلى ص 20

عدد الحصص: 2

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

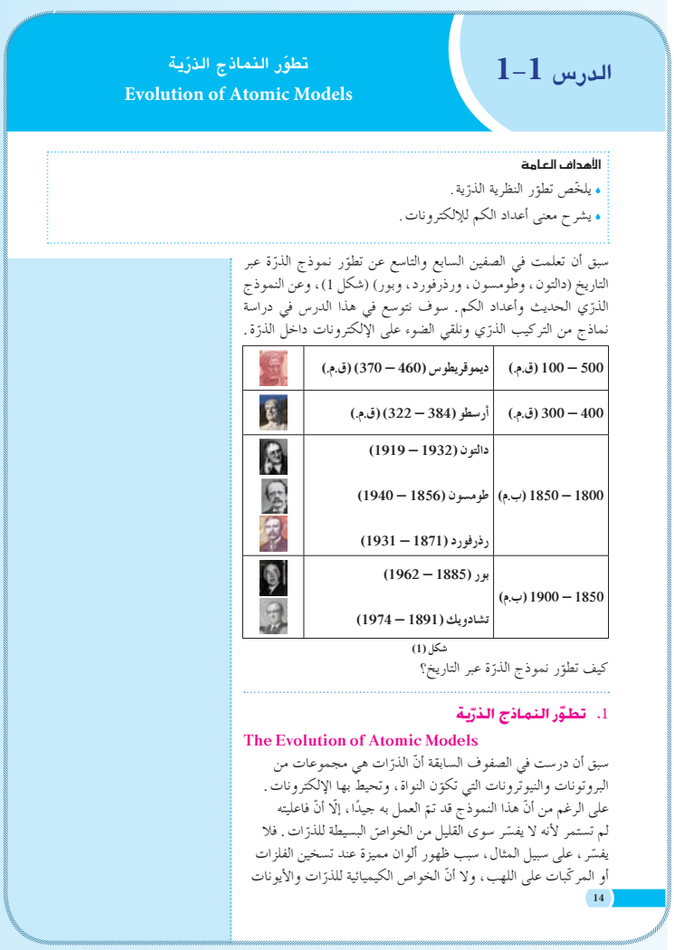
اعرض على الطلاب أبرز العلماء الذين ساهموا في تطور النموذج الذري مستخدمًا المسلاط الضوئي.

استرجع معهم المعلومات التي درسوها في الصف التاسع حول تطور النماذج الذرّية، ثم وجِّه إليهم السؤال التالي:

- ما الخاصية الأساسية للذرّات التي حدّدت النماذج التي افترضها العلماء؟ **[بما أن الذرّات غير مرئية للعين المجردة، استنتج العلماء تركيب الذرّات من خلال مراقبة سلوك المواد المختلفة].**

2.1 حث الطلاب على التفكير في مثال من الحياة العملية واستنتاج الفكرة العامة للدرس

اختر شيئًا مصنوعًا (سيارة أو تلفاز أو جهاز كمبيوتر)، ثمّ ناقش مع الطلاب كيف تطوّر مع مرور الزمن. قارن هذا التطوّر بتطوّر النموذج الذري، وبخاصّةٍ دور الاكتشافات العلميّة، والتقنيّات الجديدة.



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.)	
1800 – 1850 (ب.م.)	دالتون (1919 – 1932) طومسون (1856 – 1940) رذرفورد (1871 – 1931)	
1850 – 1900 (ب.م.)	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

14

2. علِّم وطبّق

1.2 مناقشة

شددّ على تطوّر النماذج الذريّة واذكر أنه في العام 1932 اكتشف شادويك Chaduick إحدى الجسيمات المكونة لنواة الذرة والتي سميت نيوترون لأنها متعادلة الشحنة كهربائيًا.

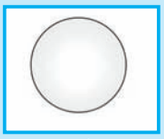
2.2 مناقشة

- كلِّف الطلاب بتأمل الشكل (2) لتعرف نموذج دالتون للذرة.
- ناقش مع الطلاب بنود نظرية دالتون إلى أن تتوصّل معهم إلى أسباب رفض هذه النظرية. **[لقد نجحت هذه النظرية في تفسير قوانين الاتحاد الكيميائي، ولكنها اشتقت من العديد من الاستنتاجات المباشرة ولم تعتمد على التجارب].**
- ناقش مع الطلاب بنود نظرية طومسون إلى أن تتوصّل معهم إلى أسباب رفض هذه النظرية. **[لم تستطع هذه النظرية تفسير الكثير من المشاهدات الفيزيائية المتعلقة بالذرّات وخواصها، ولم تذكر أي شيء يتعلق بحركة الإلكترونات أو شحناتها، ووجدت أنها مصمتة].**
- كلِّف الطلاب بتأمل الشكل (3) لتعرف نموذج رذرفورد للذرّة.
- ناقش مع الطلاب بنود نظرية رذرفورد إلى أن تتوصّل معهم إلى أسباب رفض هذه النظرية. **[لم تستطع هذه النظرية تفسير الذرّة. فتؤكد قوانين الفيزياء، التي كانت سائدة في ذلك الوقت، أن النواة الموجبة ستجذب باتجاهها الإلكترونات التي تدور حولها، ما يؤدي في النهاية إلى سقوط الإلكترونات في النواة وانهيار الذرّة. هذا يعني أن نموذج رذرفورد للذرة غير ثابت، كما لم يذكر رذرفورد شيئًا عن الطاقة أو عن حركة الإلكترونات].**

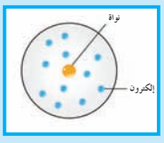
3.2 مناقشة

اعرض مفهوم الفلك الذي تم استنتاجه من نموذج ميكانيكا الكم. صف أشكال الأفلاك s وp، مركّزًا على أن نموذج ميكانيكا الكم يتوقّع أشكال الأفلاك المختلفة، وحقيقة أن التجارب العملية تؤكد توقّع هذه الأشكال وتعزّز صحتها. ذكِّر الطلاب أن الفلك هو فقط منطقة احتمالية رياضية، وليس نموذجًا واقعيًّا ملموسًا يمكن أن نراه أو نلمسه. ليس للفلك حدود واضحة محددة كما هو الحال في النماذج والأشكال.

- كلِّف الطلاب بتأمل (الشكل 4) لتعرف نموذج بور للذرّة.
- ناقش مع الطلاب بنود نظرية بور إلى أن تتوصّل معهم إلى أسباب رفض هذه النظرية. **[فشلت هذه النظرية في تفسير أطياف العناصر الأثقل من الهيدروجين].**



شكل(2)
نموذج دالتون



شكل (3)
نموذج رذرفورد

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:

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

2.1 نموذج طومسون **Thompson'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 قوة الطرد المركزي الناشئة عن دوران الإلكترونات حول النواة (شكل 3).

شكل (4)
نموذج بور

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 محدّدة. 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).

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.**

معالجة: مستويات الطاقة

تشبه مستويات الطاقة المحدّدة 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 محدّدة للوصول إلى هذه الدرجة. ولكي ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى آخر يجب أن يكتسب أو يفقد كمّية طاقة محدّدة. 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.

4.2 مناقشة

اطلب إلى الطلاب أن يتصوروا لعبة السهام المريَّشة، والتي لها دوائر موحدة المركز، ثم وجِّه إليهم الأسئلة التالية:

- صف توزيع الثقوب. **[توجد عادة ثقوب كثيرة بالقرب من مركز الهدف، وتكون كمية هذه الثقوب أكبر من تلك التي توجد عند الأطراف أو الجوانب. وهذا يتشابه مع مواقع الإلكترونات في الذرّة، وذلك لأن احتمالية تواجد الإلكترونات تقل كلما ابتعدنا عن النواة. ونظريًّا، تتضاءل احتمالات تواجد الإلكترونات كلما ابتعدنا عن النواة حتى تصل إلى قيمة الصفر عند اللانهاية].**
- لماذا لا يمكن مقارنة لعبة السهام المريَّشة بنموذج الذرّة؟ **[تمثل اللعبة نموذجًا ثنائي الأبعاد، في حين يجب تمثيل الذرّة بنموذج مجسّم ثلاثي الأبعاد، أو لأن توزيع الثقوب لا يقل بصفة منتظمة ومحددة].**
- افترض أن الثقوب تتناقص فعلًا بصفة منتظمة ومحددة. قارن بين احتمالية ثقبين يتواجدان على دائرة تقع على مسافة معينة من المركز. **[الاحتمالية متساوية، وتعتبر هذه القاعدة صحيحة للإلكترونات التي تقع على مسافة متساوية من النواة].**
- ناقش مع الطلاب النموذج الميكانيكي الموجي للذرة الذي اعتمد على طبيعة الإلكترون الموجية.
- اطلب إلى الطلاب قراءة المماثلة حول مستويات الطاقة المحددة للإلكترون مشدِّدًا على الشكل (5).
- قدّم تعريفات السحابة الإلكترونية والفلك وأعداد الكم للطاقة.

1.2 كمّ أو كوانتم الطاقة Quantum

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 الأفلاك الذرّية Atomic Orbitals

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 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: $1 \le n \le \infty$.

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

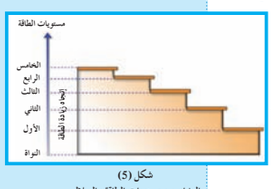
يزداد متوسّط المسافة التي يبعد بها الإلكترون عن النواة بزيادة قيم (n). فالإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الثالث تبعد عن النواة مسافة أكبر من تلك الموجودة في مستوى الطاقة الثاني.

يمكن معرفة العدد الأقصى من الإلكترونات (جدول 1) التي يمكن أن توجد في كل مستوى طاقة في الذرّة من العلاقة: $(2n^2)$.

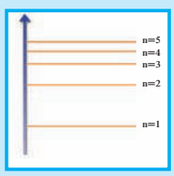
رقم مستوى الطاقة	الأول	الثاني	الثالث	الرابع
الرمز	K	L	M	N
عدد الكمّ الرئيسي	1	2	3	4
عدد الإلكترونات	2	8	18	32

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.



شكل (5)
التشابه بين مستويات الطاقة والسلالم



شكل (6)
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؟

(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: $0 \le \ell \le n - 1$.

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. 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	1، 0	p، s
M	3	2، 1، 0	d، p، s
N	4	3، 2، 1، 0	f، d، p، s

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 $-\ell \le m_\ell \le +\ell$. ويوضّح (الجدول 3) عدد الأفلاك. تذكّر أنّ الفلك هو منطقة من الفراغ الثلاثي الأبعاد والمحيط بالنواة حيث يُحتمل وجود الإلكترون.

5.2 مناقشة

- اطلب إلى كل طالب تحديد المدينة والحي والشارع والرقم لعنوان منزله.
- عرّف أعداد الكم (مستخدمًا خريطة المفاهيم) كعنوان الإلكترون في الذرّة حيث تحدد أحجام الحيز من الفراغ الذي يكون احتمال تواجد الإلكترونات فيه أكبر، كما تحدد طاقة الأفلاك وأشكالها، واتجاهاتها بالنسبة إلى محاور الذرّة في الفراغ.
- اعرض الجداول (1 و2 و3)، مستخدمًا المسلاط الضوئي، لتعرف أعداد الكم التي تحدد مستويات الطاقة في الذرّة، وتحت مستويات الطاقة في كل مستوى طاقة، وعدد الأفلاك في تحت مستويات الطاقة واتجاهاتها في الفراغ.
- خلال العرض، وجِّه الأسئلة المتعلِّقة بأعداد الكم:
- ما عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الخامس المتوقّع مستقبلًا؟
- ما عدد تحت مستويات الطاقة في مستوى الطاقة الخامس؟
- ما عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الخامس؟

6.2 مناقشة

- اعرض على المسلاط الضوئي الأشكال (8 و9) لمعرفة أشكال الأفلاك s و p.
- شدّد على مفهوم الفلك الذي يحدد وضعية الإلكترون في منطقة داخل السحابة الاحتمالية للإلكترون.
- اطرح عدد الكم المغزلي الذي يقلّل من التنافر بين إلكترونين في الفلك نفسه.

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

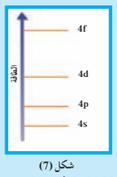
لعلّك تتذكّر النموذج الميكانيكي للكمّ الذي يحدّد وصف وضع الإلكترون في منطقة داخل السحابة الاحتمالية للإلكترون، وبهذا النموذج فإنّ الحيّز الذي يمكن إيجاد الإلكترون فيه حول النواة يختلف عن فكرة المسارات الدائرية التي تصوّرها بور. لذلك، ووفقًا لبور، لا يمكن تسمية المناطق المحتمل وجود الإلكترون فيها بالمدارات.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

3. قيّم وتوسّع

3 . 1 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

اطلب إلى الطلاب مناقشة الأجزاء الصحيحة والأجزاء التي تعتبر غير صحيحة في نموذج بور للذرّة، وشرح ما المقصود بكمّ الطاقة، وكيف ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى آخر في الذرّة. واطلب إليهم شرح العلاقة بين مستويات الطاقة وتحت مستويات الطاقة والأفلاك والإلكترونات.

3 . 2 إعادة التعليم

إذا واجه الطلاب صعوبة في تذكُّر العلاقات الرياضية المتعلِّقة بموقع الإلكترون، فراجع معهم المعلومات التالية: تُعرف مستويات الطاقة بالحرف (n) وتُرقَّم من 1 إلى 7، ويبدأ الترقيم بمستوى الطاقة الأقرب إلى النواة. يحتوي كل مستوى طاقة على عدد من تحت مستويات الطاقة يساوي رقم مستوى الطاقة الرئيس (n). عندما تكون $n = 2$ فإنه يوجد تحت مستويي الطاقة. يحتوي كل مستوى طاقة على عدد من الأفلاك مقدارها n^2، ولهذا عندما تكون $n = 3$، فإنه يوجد ثلاثة تحت مستويات طاقة وتسعة أفلاك $(9 = 1s + 3p + 5d)$. ويحتوي كل فلك على إلكترونين، ولهذا فإن مستوى الطاقة الثالث $(n = 3)$ يحتوي على 18 إلكترونًا $(2n^2)$. عندما تكون $n = 4$، فإنه يوجد أربعة تحت مستويات طاقة، ويساوي عدد الأفلاك

$(16 = 1s + 3p + 5d + 7f)\ (n^2) = 16$

وعدد الإلكترونات $= 32 = (2n^2)$.

إجابات أسئلة الدرس 1–1

1. دالتون: تتكوّن العناصر من ذرات.
   طومسون: اكتشف الإلكترون.
   رذرفورد: اكتشف النواة.
   بور: مستويات الطاقة.
2. تنص ميكانيكا الكم على أن للإلكترونات مستويات طاقة محددة فقط. ويمكن تصوُّر مواقع الإلكترونات في الأفلاك كسحابة من أشكال متنوعة عند مسافات مختلفة عن النواة.
3. (أ) 4
   (ب) 16
   (جـ) 32
   (د) 0، 1، 2، 3
4. (أ) 3
   (ب) 1
   (جـ) 7
   (د) 3
   (هـ) 5

• **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 $(p_x)\ (p_y)\ (p_z)$ (شكل 9).

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

(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 كلٌ 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 مغناطيسيًا. يقلّل هذا من التنافر بينهما ما يساعد على وجود إلكترونين في الفلك نفسه.

شكل (9)
أشكال الأفلاك p واتجاهاتها الفراغية

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. حدّد 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

20

الدرس 1-2

ترتيب الإلكترونات في الذرّات

الأهداف:

- يطبّق مبدأ أوفباو ومبدأ باولي للاستبعاد وقاعدة هوند في كتابة الترتيبات الإلكترونية للعناصر.
- يفسّر سبب اختلاف الترتيبات الإلكترونية لبعض العناصر عمّا هو متّبع باستخدام مبدأ أوفباو.

الأدوات المستعملة: المسلاط الضوئي (جهاز العرض العلوي)، الداتا شو، أفلام تعليمية توضّح ترتيب الإلكترونات للذرّات في مستويات الطاقة المختلفة

صفحات التلميذ: من ص 21 إلى ص 27

صفحات الأنشطة: من ص 15 إلى 17

عدد الحصص: 3

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للدرس (شكل 10)، ويقرأون الفقرة التي تتعلّق بها، ثم وضّح أن 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، ثم وجّه إليهم السؤال التالي:

- ما الدور الذي يمثله كل من الطاقة، والاستقرار في الطريقة التي تترتب بها الإلكترونات في ذرة ما؟ **[في الذرّة الأكثر استقرارًا، تشغل الإلكترونات الأفلاك الأقلّ طاقة، وهي التي تكون الأقرب إلى النواة].**

2. علِّم وطبّق

1.2 مناقشة

وضّح بالتفصيل الترتيبات الإلكترونية لعدد من العناصر البسيطة مع استخدام كل قاعدة بحسب ما تحتاج إليها عملية ترتيب العنصر. ابدأ بعنصر الهيدروجين، واستخدم الشكل التخصصي لأوفباو لشرح دخول الإلكترونات إلى الأفلاك الأقل طاقة أوّلًا. وضّح أيضًا كيف أن التدليل الرمزي ($1s^1$) يصف كلًّا من مستوى الطاقة والفلك وعدد الإلكترونات. كرّر العملية نفسها بالنسبة إلى عنصر الهيليوم، ثم استعن بعناصر أخرى، مثل الليثيوم والبريليوم والبورون. طبّق مبدأ باولي للاستبعاد لتوضّح لماذا يجب استخدام الأفلاك المضافة. وعندما تصل إلى عنصر الكربون، اشرح قاعدة هوند ثم أكمل عمليات الترتيب لعناصر الدورة الثانية.

2.2 نشاط

يحتاج الطلاب دائمًا إلى تنفيذ تمارين كثيرة قبل أن يعتادوا على الطريقة الصحيحة لملء الأفلاك. قسّم الطلاب للعمل في مجموعات ليوضّحوا بالتفصيل الترتيبات الإلكترونية لعناصر الدورة الثالثة.

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:

21

عندما ينتهون من هذا التمرين، اطلب إلى الطلاب مقارنة الترتيبات الإلكترونية لعناصر الدورة الثانية مع الترتيبات الإلكترونية لعناصر الدورة الثالثة استعدادًا للمناقشات القادمة للميول الدورية.

إجابة السؤال المذكور ص 22 سطر 21 تحت عنوان «مبدأ أوفباو»:

[أقل]

3.2 مناقشة

من المحتمل أن يسأل الطلاب: كيف يمكن أن يشغل إلكترونان ذوا شحنة سالبة الفلك نفسه، أو لماذا لا يحتوي فلك ما على أكثر من إلكترونين. **[يمكن الحصول على هذه الإجابة بناء على خاصية عدد الكم المعروفة باسم عدد الكم المغزلي. يعمل اللف المغزلي للإلكترون كمغناطيس صغير جدًّا بقطب شمالي في أحد طرفيه وقطب جنوبي في طرفه الآخر. إذا دخل إلكترونان متضادّا المغزل فلكًا واحدًا، يبطل تجاذب أقطابهما المغناطيسية المتعاكسة إلى حدٍّ ما من قوة التنافر الكهربائية. وإذا حاول إلكترون ثالث دخول الفلك، فإن دورانه المغزلي سيكون دائمًا الدوران نفسه لواحد من الإلكترونات الموجودة، ولذلك فإنه سوف يطرد من منطقة هذا الفلك].**

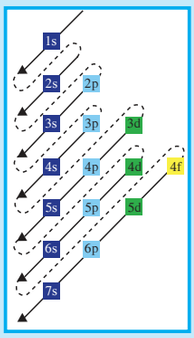
1.1 مبدأ أوفباو (مبدأ البناء التصاعدي)

Aufbau's Principle

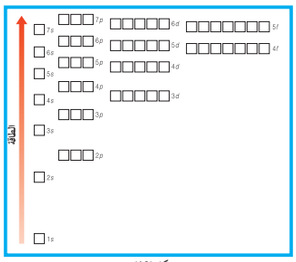
يتّبع الترتيب الإلكتروني مبدأ أوفباو. وطبقًا لهذه القاعدة، تدخل الإلكترونات في تحت مستويات الطاقة ذات الطاقة المنخفضة أوّلًا، ثم تملأ الأعلى منها بعد ذلك. ينصّ هذا المبدأ على أنّه:

«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 المتعدّدة ($2p_x$ ، $2p_y$ ، $2p_z$) لتحت مستوى الطاقة (2p) لمستويات الطاقة رئيسي (n = 2) متساوية دائمًا في الطاقة [تمّ ذكر أفلاك الغلاف الفرعي (2p)، على سبيل المثال. وتنطبق القاعدة على جميع الأفلاك المختلفة لتحت مستويات الطاقة التابعة لمستوى طاقة رئيسي معيّن مثل 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 الفلك 4s أقل طاقة من الفلك 3d، وهذا موضّح من خلال مخطّط أوفباو أدناه (شكل 12) حيث يمثّل كلّ مربع (□) فلكًا ذرّيًا. هل الفلك 4f أعلى أم أقل في الطاقة عن الفلك 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، ℓ، m_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 واحدة بمفردها 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 الكترون 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 المغزل. 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 المغزل. 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	$1s^1$	$\uparrow_{1s}$
هيليوم	2	$1s^2$	$\overline{1s}$
ليثيوم	3	$1s^2\ 2s^1$	$\overline{1s}\ \uparrow_{2s}$
كربون	6	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	$\overline{1s}\ \overline{2s}\ \uparrow_{2p_x}\ \uparrow_{2p_y}\ \overline{2p_z}$
نيتروجين	7	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	$\overline{1s}\ \overline{2s}\ \uparrow_{2p_x}\ \uparrow_{2p_y}\ \uparrow_{2p_z}$
أكسجين	8	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	$\overline{1s}\ \overline{2s}\ \overline{2p_x}\ \uparrow_{2p_y}\ \uparrow_{2p_z}$
فلور	9	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	$\overline{1s}\ \overline{2s}\ \overline{2p_x}\ \overline{2p_y}\ \uparrow_{2p_z}$
نيون	10	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	$\overline{1s}\ \overline{2s}\ \overline{2p_x}\ \overline{2p_y}\ \overline{2p_z}$
صوديوم	11	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	$\overline{1s}\ \overline{2s}\ \overline{2p_x}\ \overline{2p_y}\ \overline{2p_z}\ \uparrow_{3s}$

جدول (5)
الترتيبات الإلكترونية لبعض العناصر

4.2 مناقشة

يجب أن يكتشف الطلاب أنه من المفيد استخدام التخطيط المائل لكتابة الترتيبات الإلكترونية حتى يعتادوا على الترتيب الذي يستخدم لملء تحت مستويات الطاقة.

1s
2s 2p
3s 3p 3d
4s 4p 4d 4f
5s 5p 5d 5f
6s 6p 6d
7s 7p

5.2 مناقشة

من بين العناصر الانتقالية هناك بعض الاستثناءات لقواعد الملء، ويمكن تفسير هذا الشذوذ باحتياج الذرة إلى الحفاظ على إلكتروناتها عند أقل طاقة ممكنة. ويُساعد هذا الشذوذ على السلوك الكيميائي غير المتوقع للعناصر الانتقالية.

3. قيِّم وتوسَّع

1.3 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

حضِّر مجموعة من البطاقات الصغيرة للفصل توضِّح كل منها عنصرًا معينًّا، بدءًا بعنصر النيوديميوم وعدده الذري 60. اطلب إلى الطلاب اختيار بطاقة من البطاقات، وكتابة الترتيب الإلكتروني للعنصر الذي تمثله.

2.3 إعادة التعليم

اطلب إلى الطلاب العمل في مجموعات صغيرة مستخدمين مجموعة البطاقات التي تمثل العناصر لكتابة أكبر عدد ممكن من الترتيبات الإلكترونية لعناصر مختلفة، والاستعانة بالشكل (13).

معلومات إضافية

من الناحية الكيميائية يمكن تفسير السبب في أن معظم مركبات العناصر الانتقالية ملونة إلى احتواء هذه العناصر على بعض أفلاك تحت المستوى (d) غير الممتلئة بالإلكترونات، وحين يسقط الضوء على هذه المواد فإنها تمتص جزء من هذا الضوء مما يؤدي إلى إثارة بعض الإلكترونات في أفلاك تحت المستوى (d) ذات الطاقة المنخفضة وانتقالها إلى أفلاك (d) أخرى ذات طاقة مرتفعة فيظهر لون المادة بلون الجزء الذي لمْ يُمتَصْ من الضوء أي الجزء المنعكس من الضوء الساقط، ويسمى هذا الجزء من الضوء (الجزء الذي لم يمتص أو الجزء المنعكس من الضوء) باللون المتمم (اللون المُكمل) للون الممتص.

- فإذا امتصت المادة جميع ألوان الضوء المرئي تظهر للعين سوداء.
- وإذا لم تمتص المادة أي لون من ألوان الضوء المرئي تظهر للعين باللون الأبيض.
- وإذا امتصت المادة اللون البرتقالي يظهر اللون المتمم له وهو اللون الأزرق.
- وإذا امتصت المادة ألوان الطيف الأصفر والأخضر والأزرق يتبقى اللونان المتممان وهما الأحمر والبنفسجي فيظهر المركب بلون بنفسجي.

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

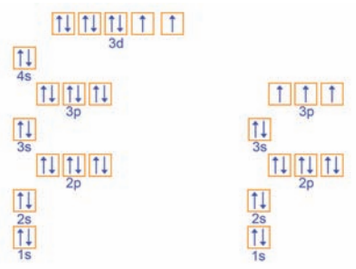
جدول (6)
العلاقة بين عدد أفلاك تحت مستوى الطاقة وسعته القصوى من الإلكترونات

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 بتشغيل 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، حتّى يتمّ تشغيل إلكترون واحد في كلّ فلك أوّلًا.
2. **حلّ: طبّق الخطّة الاستراتيجية لحلّ السؤال.**
(أ) الفوسفور (ب) النيكل



$_{15}P$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ، $[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^3$

$_{28}Ni$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ ، $[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^8$

تابع مثال (1)

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**
يعطي مجموع الأرقام العلوية عدد الإلكترونات لكلّ ذرّة. عند كتابة الترتيبات الإلكترونية، تُكتب 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 3 قبل تحت مستوى الطاقة 4 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:
$_{29}Cu$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ ، $_{24}Cr$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
أمّا الترتيب الفعلي لهما فهو:
$_{29}Cu$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ ، $_{24}Cr$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
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.

إجابات أسئلة الدرس 1–2

1. (أ) $1s^2\ 2s^1$

(ب) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

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

2. طاقة تحت مستويات الطاقة نصف الممتلئة أكثر استقرارًا من طاقة تحت مستويات الطاقة الممتلئة جزئيًّا.

3. 3d ، 4s ، 3p ، 3s ، 2p

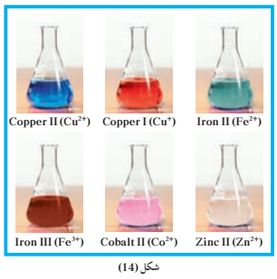
4. أصبح الفلكان 3s و3p ممتلئين، ولذلك فإن الإلكترون الأخير سوف ينتقل إلى تحت مستوى الطاقة التالي وهو 4s ، لأنه أقل طاقة وأكثر استقرارًا من 3d.

اطلب إلى الطلاب تنفيذ تجربة "الترتيبات الإلكترونية للذرّات والأيونات" ضمن مجموعات ، والإجابة عن الأسئلة الموجودة في كتاب الأنشطة ص 15.

معلومات إضافية

هل هناك علاقة بين الترتيب الإلكتروني ولون المادة (الذرّات أو الجزيئات أو الأيونات)؟

عمليا وُجِدَ أن أيونات كل من $Sc^{3+}(d^{10})$، $Cu^{+}(d^{10})$، $Zn^{2+}(d^{10})$، وكذلك مركبات العناصر المثالية التي ينتهي ترتيبها الإلكتروني بدخول إلكترونات في تحت المستويين (s ، p) غير ملونة في حين أن أيونات $Fe^{3+}(d^5)$، $Cu^{2+}(d^9)$ ، $Co^{2+}(d^7)$ ملونة. كيف يمكن تفسير التركيب الإلكتروني للمواد واللون المميز لها؟



شكل (14)

مراجعة الدرس 1-2

1. اكتب الترتيب الإلكتروني لكلّ من الذرّات التالية:
   (أ) الليثيوم ($_3Li$)
   (ب) الفلور ($_9F$)
   (جـ) الروبيديوم ($_{37}Rb$)
2. فسّر لماذا تختلف الترتيبات الإلكترونية الفعلية للكروم ($_{24}Cr$) والنحاس ($_{29}Cu$) عن الترتيبات الإلكترونية المستنتَجة باستخدام قاعدة أوفباو.
3. رتّب تحت مستويات الطاقة التالية تبعًا لنقصان الطاقة:
   3p ، 3d ، 3s ، 4s ، 2p.
4. لماذا ينتقل إلكترون واحد في ذرّة البوتاسيوم ($_{19}K$) إلى مستوى الطاقة الرابع بدلًا من دخوله في مستوى الطاقة الثالث مع الإلكترونات الثمانية الموجودة أصلًا في هذا المستوى؟

الفصل الثاني

الدورية الكيميائية

دروس الفصل

الدرس 2–1: تطوّر الجدول الدوري

الدرس 2–2: تقسيم العناصر

الدرس 2–3: الميول الدورية (التدرّج في الخواص)

استخدام الصورة الافتتاحية للفصل

أعطِ لمحة عن العالم مندليف، وإسهاماته في وضع نموذج أوّلي للجدول الدوري والذي تطور لأخذ شكله الحالي.

اعرض لوحة تمثل نموذج الجدول الدوري لمندليف أمام الطلاب، ثمّ وجِّه إليهم الأسئلة التالية:

- علامَ اعتمدَ العالم مندليف في ترتيب جدوله؟
- قسَّم الجدول الدوري إلى صفوف أفقية وإلى أعمدة رأسية، ماذا يمثل كل منها؟
- ما العلاقة بين العناصر الموجودة في الصفوف الأفقية؟
- ما العلاقة بين العناصر الموجودة في الأعمدة الرأسية؟

خلفية علمية

الجدول الدوري للعناصر

جاء الجدول الدوري الحديث متوَّجًا بجهود العديد من العلماء الذين حاولوا الوصول إلى ترتيب دقيق للعناصر وفق صفاتها الفيزيائية والكيميائية، مثل دوبراينر ونيولاندز وماير ومندليف. وقد كان لكل عالم من هؤلاء العلماء الفضل في تسليط الضوء على جانب من جوانب التشابه بين العناصر. إلا أن العالم مندليف يعتبر المؤسس الحقيقي للجدول الدوري حيث رتب العناصر وفقًا لتزايد كتلتها الذرّية، ثم قام بدراسة سلوكها الكيميائي عند تفاعلها مع الأكسجين والكلور، وتوصل من خلال نتائجه إلى مفهوم الذرّية. وقد استخدم نتائجه في وضع جدول رتب فيه العناصر في مجموعات وفق التشابه في صفاتها. وقد كان جدول مندليف على درجة عالية من الدقة بحيث شكّل النواة للجدول الدوري الحديث.

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 دقة 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 للخصائص 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

الأهداف:

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

الأدوات المستعملة: مصوّر للجدول الدوري الحديث، المسلاط الضوئي (جهاز العرض العلوي)، الداتا شو، عيّنات لعناصر مثالية فلزّات ولا فلزّات

صفحات التلميذ: من ص 29 إلى ص 34

عدد الحصص: 2

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للدرس (شكل 15)، ويقرأون الفقرة التي تتعلّق بها. اشرح للطلاب أنه كما تُرتب الأصناف في السوبرماركت طبقًا لأنواع الأطعمة والمواد الغذائية، مثل الخبز ومنتجات الألبان والحبوب الغذائية، فإن العناصر الكيميائية تُرتب في الجدول الدوري ضمن مجموعات. تضم كل مجموعة العناصر ذات الخواص الكيميائية المتماثلة. شبِّه الجدول الدوري بأنه خريطة طريق كيميائية (كخرائط الطرق) يمكن استخدامها لتوقّع السلوك، والخواص الكيميائية للعنصر.

2. علِّم وطبِّق

2.1 نشاط

سمِّ عناصر كيميائية متنوعة كانت معروفة في العصور القديمة، مثل النحاس والكبريت والفضة والكربون والقصدير. اطلب إلى الطلاب أن يخمنوا السبب في أن تكون العناصر السابقة معروفة منذ زمن بعيد أكثر من الغازات، مثل الأكسجين والنيتروجين، أو بعض الفلزّات الأخرى، مثل الحديد والألمنيوم.

إجابة السؤال المذكور ص 29 سطر 9

[تترتب العناصر في الجدول الدوري في دورات أفقية حسب أرقامها الذريّة. كما تترتب في مجموعات (أعمدة) حيث تتشابه خصائصها الفيزيائية والكيميائية.]

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)
ترتّب المنتجات بحسب خصائصها المتشابهة.

كيف تعرف أماكن المنتجات المختلفة المطلوب شراؤها في السوبرماركت؟ من المحتمل بخبرتك أن تعرف الأنواع المختلفة من المنتجات، إذ إنّها ترتب تبعًا للخصائص المتشابهة في ممرّات أو أجزاء من ممرّات، ومثل 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.

2.2 مناقشة

أظهر أهمية المفهوم القائل بأن العناصر التي تقع في مجموعة الجدول الدوري نفسها لها خواص متماثلة. أشِر إلى إحدى المجموعات، وصف خواص العناصر في تلك المجموعة. يمكنك الإشارة إلى مجموعةٍ في أقصى اليمين، ثمّ اشرح أن كل العناصر التي تقع في هذه المجموعة هي غازات لا تتفاعل طبيعيًّا مع العناصر الأخرى. في الخطوة التالية، استخدم لوحة عرض كبيرة توضّح فيها الجدول الدوري. اختر دورة واحدة في الجدول تصف فيها بعض الخواص الفيزيائية والكيميائية، ثم دع الطلاب يقارنون عناصر هذه الدورة بالعناصر التي تقع أسفلها في الدورة التالية.

3.2 نشاط

اطلب إلى كل طالب في الفصل أن يختار عنصرًا من الجدول الدوري من دون أن يكشف عنه لزملائه الآخرين، وأن يكتب نبذة مختصرة عن العنصر الذي اختاره ويقرأها لطلاب الفصل. اطلب إلى الطلاب معرفة هذا العنصر من النبذة المكتوبة عنه، وشجّعهم على مراعاة الدقة في وصفهم العنصر. مثال: البروم سائل بني محمر.

4.2 مناقشة

وضّح المعالم التالية للجدول الدوري الحديث:

- الفلزّات
- اللافلزّات
- الفلزّات الانتقالية
- الفلزّات الانتقالية الداخلية
- العناصر المثاليّة
- الفلزّات القلوية
- الفلزّات القلوية الأرضية
- الهالوجينات
- الغازات النبيلة
- أشباه الفلزّات
- الفلزّات الضعيفة

شكل (16)
ديمتري مندليف (1834 – 1907)

1.1 جدول مندليف Mendeleiev'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 خواص متشابهة موضوعة جنبًا إلى جنب في صفوف أفقية.**

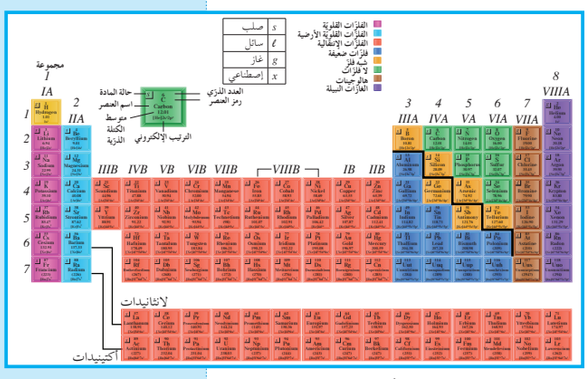
وهكذا نظّم مندليف أول **جدول دوري Periodic Table** وهو ترتيب العناصر تبعًا للتشابه في خواصّها.

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 للذرّات 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.

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 رُتّبت 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)
ترتّب 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 وحرف (إمّا A أو B).

هل تعلم؟

يوجد في الجدول الدوري 18 مجموعة.
المجموعات: 8 مجموعات رئيسية و10 مجموعات فرعية
الدورات: 7 دورات رئيسية ودورتان فرعيتان أو دورتان داخليتان (اللاثانيدات والأكتينيدات)

3. قيِّم وتوسَّع

1.3 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

اطلب إلى الطلاب أن يقوموا بتصميم خطة مفاهيم تربط المفردات التالية: المجموعات، الصفوف الأفقية، الدورات، القانون الدوري، الجدول الدوري، تتابع (تسلسل) التغير، خواص متماثلة (متشابهة)، أعمدة رأسية.

اكتب عناصر مختارة على السبورة، واطلب إلى الطلاب كتابة الرموز الكيميائية لهذه العناصر وتحديد موقعها في الجدول الدوري، وتصنيفها كفلزّات أو لافلزّات أو أشباه فلزّات.

2.3 إعادة التعليم

ذكِّر الطلاب لماذا يحتاج الكيميائيون إلى نظام يوضّح ترتيب العناصر، مشدِّدًا على خريطة الطريق، وهي الصفة التي تميز الجدول الدوري، وكيف تستخدم لتعيين العناصر ذات الخواص الفيزيائية والكيميائية المتماثلة، وتحديدها. وإذا أمكنك، اعرض عليهم فيلم فيديو يتناول الخواص كيميائية لعائلة من الفلزّات القلوية. ميِّز نماذج الخواص الفيزيائية والكيميائية مشيرًا إلى أنّ هذه النماذج قد جعلت الكيميائيين يعتمدون عليها لتوقّع بعض نتائج التفاعلات، والظواهر الحياتية.

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:

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

(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 الرئيسي 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؟

شكل (19)
المغنيسيوم عنصر فلزّي

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

(ب) اللافلزّات Non Metals

تشغل **اللافلزّات Non Metals** الجزء الأيمن العلوي من الجدول الدوري. بصفة عامّة، لا تملك اللافلزّات لمعانًا مميزًا 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 جدًّا 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.

مناقشة

أشر إلى أن جميع الكائنات الحية تحتوي على كربون –12، وكربون –14 بنسبة ثابتة. ولكن بعد موت الكائن الحي تختلف هذه النسبة بحيث يحدث انحلال (اضمحلال) للكربون –14. ويستخدم علماء الآثار هذه الحقيقة لتعيين عمر الحفريات أو الأشياء المصنوعة بواسطة الإنسان، ويقوم العلماء بمقارنة نسبة $\left(\frac{^{14}C}{^{12}C}\right)$ $\frac{\text{كربون} - 14}{\text{كربون} - 12}$ للكائنات غير الحية (الميتة) بالنسبة $\frac{\text{كربون} - 14}{\text{كربون} - 12}$ للكائنات الحية لتحديد العمر.

إجابات أسئلة الدرس 2–1

1. لاحظ مندليف ميول (اتجاه) في الخواص، ورتّب العناصر المتماثلة مع بعضها (المتشابهة في الخواص)، ثم رتّب المجموعات بحيث تترتب العناصر بترتيب زيادة الكتلة. توجد فراغات (أماكن خالية) في الترتيب، كانت تمتلىء كلما اكتشفت عناصر جديدة. رتب موزلي العناصر تبعًا لزيادة العدد الذري.
2. زيادة الكتلة الذرّية للعناصر، والمشابهة في الخواص.
3. المجموعة عمود رأسي، والدورة صف أفقي، الفلزّات الانتقالية هي عناصر المجموعة B.
4. (أ) فلز، (ب) شبه فلز، (جـ) فلز، (د) لا فلز، (هـ) فلز
5. السيليكون والكبريت والباريوم.
6. البريليوم والمغنيسيوم والإسترانشيوم والباريوم.

معرفة تاريخ الوفاة من رفات الموتى

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

يحدّد 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 كتلها 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).

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 ($_{20}Ca$).

الدرس 2-2

تقسيم العناصر

الأهداف:

- يفسّر إمكانية استنتاج خواصّ عنصر ما بناءً على خواصّ العناصر الأخرى في الجدول الدوري.
- يستخدم الترتيبات الإلكترونية لتقسيم العناصر، كغازات نبيلة، وعناصر مثاليّة، وعناصر انتقالية، وعناصر انتقالية داخلية.

الأدوات المستعملة: جهاز العرض العلوي، مصوّر الجدول الدوري، عيّنات من عناصر مختلفة وسبائك

صفحات التلميذ: من ص 35 إلى ص 42

صفحات الأنشطة: من ص 18 إلى ص 20

عدد الحصص: 4

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

فسّر للطلاب أنه في أواسط القرن التاسع عشر، لم يتمكّن أي من العلماء من الربط بطريقة منظّمة ومنطقية بين العناصر التي اكتُشفت حينذاك والتي كان عددها سبعين. ثم تمكّن مندليف من تنظيم الخصائص الفيزيائية والكيميائية لهذه العناصر في جدول دوري أوّلي شكّل الدعامة الأولى لبناء الجدول الدوري الحديث. وجّه إليهم الآن الأسئلة التالية: كيف رتّب مندليف هذه العناصر وعلى ماذا ارتكز؟ كيف يتشابه الجدول الدوري البدائي لمندليف مع الجدول الدوري الحديث؟ هل تستطيع ترتيب هذه العناصر في مجموعات بالعودة إلى الجدول الدوري؟ إلى ماذا يشير موقع العنصر بحسب ترتيبه في الجدول الحديث؟ **[تترتب العناصر في كل من الجدول الدوري الأوّلي والجدول الدوري الحديث في صفوف وأعمدة، ويركز هذا الترتيب على ما يبرز التشابه في خواص العناصر. وقد رَتَّب الجدول الدوري أوّلي العناصر تبعًا للوزن الذري، في حين رَتَّب الجدول الدوري الحديث العناصر تبعًا للعدد الذري. يشير موقع العناصر في الجدول الدوري إلى ما إذا كان هذا العنصر له الخواص العامة للفلزّات، أو اللافلزّات، أو للغازات النبيلة. وعلاوة على ذلك، تتشابه خواص العنصر مع باقي العناصر التي تقع في العمود نفسه.**

وبما أن العنصر قد تمّ ترتيبه بحسب العدد الذري، فإن موقعه يشير إلى عدد البروتونات، والإلكترونات في الذرات المتعادلة الخاصة به].

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.

2.1 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

لتقييم المعلومات السابقة للطلاب حول تنظيم الجدول الدوري، وجِّه إليهم الأسئلة التالية:

- كيف تترتّب العناصر عندما ننتقل من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري؟ **[بزيادة العدد الذري].**
- تُقسم العناصر إلى أربعة أقسام عامة في الجدول الدوري، ما هي؟ **[فلزّات، أشباه فلزّات، لا فلزّات، غازات نبيلة].**
- ما الخاصية الكيميائية المحددة للغازات النبيلة؟ **[جميع الغازات النبيلة هي عناصر غير نشطة نسبيًّا].**

3.1 حث الطلاب على التفكير في مثال من الحياة العملية، واستنتاج الفكرة العامة للدرس

دعِ الطلاب يتفحصون الجدول الدوري الحديث الموضّح في هذا الدرس، وشجّعهم على إيجاد أوجه الشبه بين ترتيب الجدول الدوري والتقويم الشهري.

2. علِّم وطبِّق

1.2 نشاط

حضِّر 0.2 M من حمض HCl، ثم جهِّز ثلاثة أنابيب اختبار كبيرة وضَعْها في حامل أنابيب. ضع في الأنابيب الثلاثة الفلزّات النظيفة التالية: المغنيسيوم والقصدير والنحاس، ثم أضف بحرص محلول حمض HCl في أنبوب اختبار مع مراعاة ارتداء نظارة الأمان أثناء التجربة.

أشِر إلى ظهور الفقاعات، واختفاء الفلزّات في كلٍّ من الأنابيب المحتوية على المغنيسيوم والقصدير، وعدم حدوث أي شيء في الأنبوب المحتوي على النحاس.

ولمزيد من الإثارة في هذا النشاط، قُمْ بحبس غاز الهيدروجين المتصاعد في كلٍّ من تجربتي المغنيسيوم والقصدير من خلال أنبوب اختبار معكوس على كلٍّ من الأنبوبين السابقين، وإشعال غاز الهيدروجين بلهب متوخّيًا الحذر عند حدوث صوت فرقعة شديدة.

اسأل الطلاب أن يتوقّعوا كيفية تفاعل كل من الفضة، والذهب، والعناصر الأخرى التي تقع في العمود نفسه مع النحاس، مع حمض HCl **[بما أن هذه العناصر غير نشطة نسبيًّا، فإنها غالبًا ما تستخدم في صنع الأشياء الثمينة التي تدوم مدة طويلة من الزمن، مثل المجوهرات والعملات].**

خلفية علمية

دورية الخواص في الجدول الدوري

عند ترتيب العناصر ترتيبًا تصاعديًّا بحسب أعدادها الذرّية، يظهر تدرج وتكرار دوري في خواصها الفيزيائية والكيميائية.

1. دورية خواص أكاسيد العناصر

تتحد العناصر بالأكسجين مكونة أكاسيد العناصر باختلاف موضع هذه العناصر في الجدول الدوري. فتتميز الأكاسيد بثلاثة أنواع وهي: أكاسيد قاعدية، وأكاسيد حمضية، وأكاسيد متردة.

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 39–38 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

• نبذة عن الفلزّات الضعيفة

الفلزات الضعيفة (أو بعد الإنتقالية) هي فلزات تحت المستوى p، وتقع بين أشباه الفلزات والفلزات الإنتقالية. لها سالبية كهربائية أكبر من الفلزات الإنتقالية، ولكن أقل من الفلزات القلوية والفلزات القلوية 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

2.1 العناصر المثالية — The Representative Elements

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

وهناك ثلاث مجموعات من العناصر المثالية تمّت تسميتها وهي: عناصر المجموعة 1A وتُسمّى «الفلزّات القلوية»، وعناصر المجموعة 2A وتُسمّى «الفلزّات القلوية 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 تيار كهربائي خلال أنبوب زجاجي مغلق ممتلئ بغاز النيون، يحدث توهج ساطع بأضواء النيون.

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

شكل (22)
الغازات النبيلة

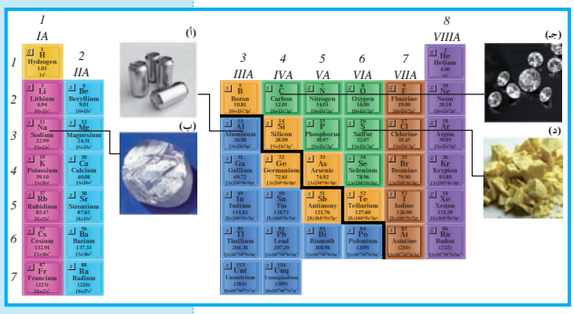
عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي يمثّل رقم المجموعة التي يقع فيها العنصر المثالي. على سبيل المثال، يحتوي كلّ من عناصر المجموعة 1A (الليثيوم، والصوديوم، والبوتاسيوم، والروبيديوم، والسيزيوم، والفرانسيوم) على إلكترون واحد في مستوى الطاقة الخارجي.

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

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

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

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 المثالية.
(أ) تصنع علب المشروبات والأغذية المحفوظة، والتي يعاد تدويرها مرة أخرى من الألمنيوم.
(ب) الصوديوم النقي فلزّ نشط جدًا، وهو لين جدًا 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، وبسبب احتراق هذه الأنواع من الوقود تلوّث البيئة.

تكوين الأكاسيد وفوق الأكاسيد

تتكوّن الأكاسيد بأكسدة العناصر (الفلزات، الفلزات القلوية ...) بالأكسجين مباشرة. ترتبط جميع ذرات الأكسجين مباشرة بذرات العناصر الأخرى دون أن ترتبط ببعضها البعض. ترتبط ذرات الأكسجين مع بعضها ومع العناصر الأخرى في فوق الأكاسيد.

تحترق فلزات المجموعة الأولى (الفلزات القلوية) مع الأكسجين فينتج عن هذا التفاعل أكسيد الفلز ومركب آخر فوق أكسيد الالفلز.

مثال: تفاعل الصوديوم مع الأكسجين

$2Na + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow Na_2O$ (أكسيد الصوديوم)

$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$ (فوق أكسيد الصوديوم)

تذوب الأكاسيد وفوق أكاسيد الفلزات القلوية بسهولة في الماء. ينتج عن هذه الذوبانية محلول له خصائص قاعدية.

هيدروكسيد الصوديوم:

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$$

$$Na_2O_2 + H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2O_2$$

فوق أكسيد الهيدروجين هيدروكسيد الصوديوم

ملاحظة: لا تذوب غالبية أكاسيد الفلزات في الماء إلا أن كل أكاسيد الفلزات القلوية تذوب بسهولة في الماء لذلك لا يمكن الحصول عليها بالترسب. ولكن يمكن الحصول عليها بالتبلر.

2. الخاصية الفلزية

تتدرج هذه الخواص في دورات الجدول الدوري كالتالي: تظهر الخاصية الفلزية على يسار الجدول، وتقل تدريجيًّا عبر الدورة.

تتدرج هذه الخواص في مجموعات الجدول الدوري كالتالي: تزداد الخاصية الفلزية في المجموعات التي على يسار الجدول وفقًا لزيادة العدد الذري.

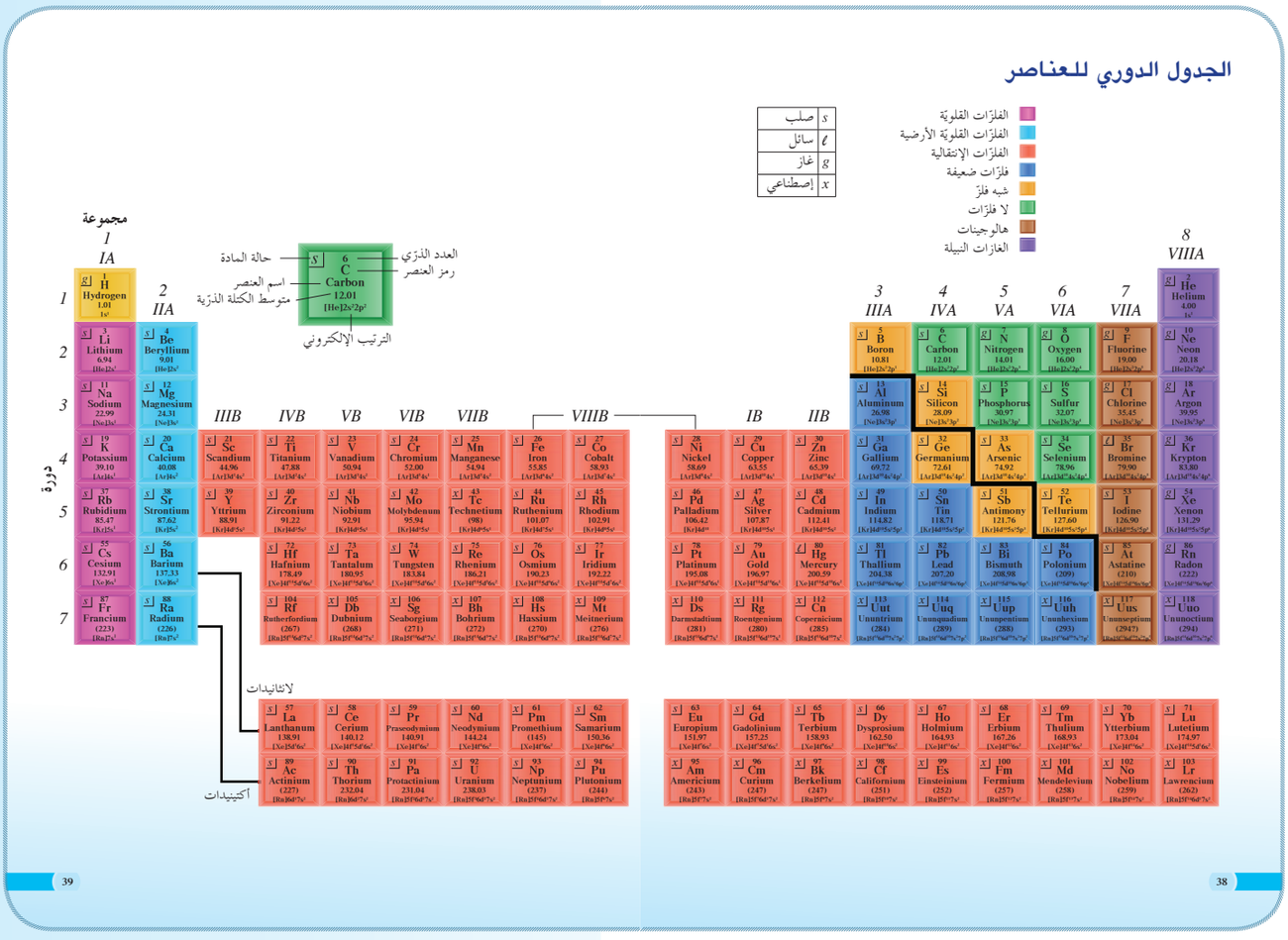
2.2 نشاط

تعتمد أسماء العناصر الجديدة المقترحة من قبل المكتشفين بعد أن يصدّق عليها الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC).

فعلى سبيل المثال، الأسماء التي اختارتها لجنة الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية (IUPAC) في العام 1994 للعناصر 104 إلى 112، ليست هي نفسها الأسماء التي أقرتها الجمعية الناتجة في الأسماء الموضحة في الجدول الدوري (كتاب الطالب ص (38، 39). تم اكتشاف العناصر التي تلي العنصر 112، ولكن لم تتم تسميتها بعد.

3.2 استخدام الجدول الدوري (كتاب الطالب ص 38، 39) كوسيلة مرئية

دع الطلاب يتفحصون الجدول الدوري. أثناء كتابتك قائمة من العناصر على السبورة، اطلب إليهم مشاركتك بصوت عالٍ بمزيد من المعلومات عن العناصر التي تكتبها: أسماء العناصر، الأعداد الذرّية، الكتل الذرّية المتوسطة، الحالات الفيزيائية عند الضغط الجوي، ودرجة حرارة الغرفة. وأشر إلى القسم الذي ينتمي إليه العنصر (فلزّات أو أشباه فلزّات أو لافلزّات أو غازات نبيلة).



4.2 ممارسة التفكير النقدي

دع الطلاب يتفحصون الجدول الدوري ليحدّدوا مدى دقة العبارة التالية: «تزداد الكتلة الذرّية كلما زاد العدد الذري».

[بصفة عامة، يكون هذا الاتجاه صحيحًا، ولكن هناك استثناءات. على سبيل المثال، تزداد الأعداد الذرّية لـ (Cu, Ni, Co) بوحدة واحدة (27، 28، 29)، ولكننا نجد أن النيكل له أقل كتلة ذرّية متوسطة بين العناصر الثلاثة السابقة].

5.2 نشاط

اعرض الكثير من عينات العناصر النقية، إذا كان ذلك ممكنًا. وإن لم يكن من المتاح الحصول على عنصر نقي، يمكن عرض صور، أو شريط فيديو، أو استخدام المسلاط الضوئي. واعرض أصنافًا استهلاكية، مثل السبائك (سلع أو أدوات تدخل الفضة في صناعتها مثل العملات المعدنية، أو أدوات الطي المعدنية).

نظِّم العناصر في مجموعات أو أدوات مع وضع قائمة بخواص كل منها. شجِّع الطلاب على إيجاد أوجه الشبه بين العناصر التي تقع في المجموعة نفسها.

6.2 مناقشة

اطلب إلى الطلاب أن يضعوا قائمة يوضحون فيها جميع العناصر الموجودة في جسم الإنسان والضرورية لعملية الأيض. **[مجموعة العمليات المتصلة ببناء البروتوبلازما وهدمها، وبخاصة التغيرات الكيميائية (في الخلايا الحية) التي تؤمن الطاقة الضرورية للعمليات والنشاطات الحيوية، والتي بها تمثل المواد الحديثة للتعويض عن المندثر منها].** اشرح أنه على الرغم من توفر الكثير من العناصر بكميات ضئيلة، إلّا أنها ضرورية للبقاء على قيد الحياة. يؤدّي الكثير من هذه العناصر النادرة دورًا مهمًّا في النشاط المحفِّز للأنزيمات (البروتينات). على سبيل المثال، يعتبر الكوبلت (Co) مكوّنًا ضروريًا لفيتامين B_{12}، ويساعد في عمليات أيض الأطعمة في جسم الإنسان. اطلب إلى الطلاب أن يجروا بحثًا عن عناصر معيّنة، مثل النحاس والكروم واليود والمنجنيز، لكشف المزيد عن دورها في العمليات البيولوجية، وشجّعهم على أن يقوموا بربط العمليات الحيوية للعناصر بخواصها الكيميائية.

إجابة السؤال المذكور في الشكل (22) ص 36

[ترتفع بالونات الهيليوم في الهواء، لأن الهيليوم أقل كثافة من الهواء].

إجابة السؤال المذكور ص 37 في سطر 14 تحت عنوان «العناصر المثاليّة»

[تحتوي عناصر المجموعة 2A على إلكترونين في غلاف الطاقة الخارجي (غلاف التكافؤ). أمّا عناصر المجموعة 5A، فتحتوي على خمسة إلكترونات في غلاف الطاقة الخارجي].

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 عامة، 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؟

40

7.2 مناقشة

ناقش الطلاب حول الأصناف الأربعة للعناصر في الجدول الدوري تبعًا للترتيبات الإلكترونية. واختر من كل صنف بعض العناصر، واسأل الطلاب كتابة الترتيبات الإلكترونية الخاصة بكلّ منها، واطلب إليهم أيضًا مقارنة الترتيبات الإلكترونية لجميع العناصر المختارة في كل صنف على حدة، وتحديد أوجه الشبه إن وجدت.

8.2 ورشة عمل

قسّم الطلاب إلى مجموعات تتألّف من طالبين أو ثلاثة.

اطلب إلى كل مجموعة كتابة الترتيبات الإلكترونية لكل جزء من الجدول الدوري (يتضمن ذلك العناصر المثالية، والغازات النبيلة، وأمثلة مختارة من العناصر الانتقالية، وسلسلة اللانثانيدات، وسلسلة الأكتينيدات). اطلب إلى الطلاب تنظيم الترتيبات الإلكترونية في دورات ومجموعات على السبورة أو على لوحة عرض كبيرة، باستخدام المسلاط الضوئي حتى يتمكن كل طالب في الفصل من رؤيتها.

9.2 مناقشة

قد يندهش الطلاب عندما يعلمون أن اللانثانيدات تستخدم على نطاق واسع في الصناعة. على سبيل المثال، فإن ضوء التلفزيون الملوّن أكثر سطوعًا (إشراقًا) لأن النقط الفوسفورية على الشاشة تصنع من مركبات اليروبيوم (Eu) المنشطة. اطلب إلى الطلاب القيام ببحث حول استخدامات العناصر، وتجميع قائمة من المنتجات الاستهلاكية التي تحتوي على اللانثانيدات، أو تتطلب استخدام اللانثانيدات في صناعتها.

3. قيِّم وتوسَّع

1.3 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

دعِ الطلاب يتفحصون الجدول الدوري. اختر أزواجًا من العناصر تقعُ في المجموعة نفسها، واطلب إليهم أن يكتبوا الترتيبات الإلكترونية لكل عنصر. يمكن تنفيذ هذا النشاط في صورة مباراة، حيث تعمل كل مجموعة مع بعضها على حدة، وتتنافس المجموعات في الوصول إلى الحلّ أولًا. يجب على الطلاب أن يكونوا قادرين في نهاية الأمر على كتابة الترتيبات الإلكترونية بسرعة، إذا فهموا كيفية استخدام الموقع في المجموعة، والدورة في الجدول الدوري لتحديد الترتيبات الإلكترونية. اسأل الطلاب ما إذا كانت هناك أوجه شبه بين الترتيبات الإلكترونية لتحت مستوى الطاقة (غلاف التكافؤ) لكل زوج من العناصر.

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، ويتضح 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 معنى؟**

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

خلفية علمية

العناصر الجديدة

تم اكتشاف العناصر من 105 إلى 118، وبذلك اكتملت الدورة السابعة من الجدول الدوري. وكان من أهم عناصر هذه الدورة العنصر 114 وهو شبيه الرصاص.

كما تم اكتشاف العنصرين 119 و120 اللذين يملكان خواص تشبه العناصر القلوية، والعنصر 121 الذي يشبه الأكتينيوم. أما العناصر من 122 إلى 153، تكوّن مجموعة خاصة سُمِّيَت السوبر أكتينيدات. وأضيفت دورة ثامنة إلى الجدول الدوري، ودورة ثالثة إلى اللانثانيدات والأكتينيدات.

2.3 إعادة التعليم

لتقوية العلاقة بين الترتيبات والموقع في الجدول الدوري، أعطِ الطلاب الترتيبات الإلكترونية، واسألهم أن يحدّدوا العنصر وموقعه في الجدول الدوري، وأن يشرحوا أي من الأجزاء الموضحة في الترتيب الإلكتروني هي الأكثر استخدامًا، ويمكن الاستعانة بها لتحديد موقع العنصر.

إجابات أسئلة الدرس 2–2

1. تتشابه الخواص الفيزيائية والكيميائية لكل من عنصري الصوديوم والبوتاسيوم، وذلك لتشابه الترتيبات الإلكترونية لكل منهما، واحتوائهما على إلكترون واحد في تحت مستوى الطاقة s لكل منهما.
2. (أ) فلز انتقالي (Ag)
   (ب) غاز نبيل (Kr)
   (جـ) فلز انتقالي (Cr)
   (د) عنصر مثالي (Si)
3. العناصر التالية: Cu , Cd , Au , Co هي فلزّات انتقالية حيث يحتوي كلّ من تحت مستوى الطاقة s وتحت مستوى الطاقة d المجاور له على إلكترونات.

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

الدرس 2-3

الميول الدورية (التدرّج في الخواص)

الأهداف:

- يفسّر التدرج في الخواصّ التالية تجاه المجموعة في الجدول الدوري: أنصاف الأقطار الأيونية، طاقات التأين، الميل الالكتروني، الحجم الأيوني، السالبية الكهربائية.
- يفسر التدرج في الخواص التالية تجاه الدورة في الجدول الدوري: أنصاف الأقطار الأيونية، طاقات التأين، الميل الالكتروني، الحجم الأيوني، السالبية الكهربائية.

الأدوات المستعملة: مصوّر الجدول الدوري، جهاز داتا شو

صفحات التلميذ: من ص 43 إلى ص 54

صفحات الأنشطة: من ص 21 إلى ص 22

عدد الحصص: 5

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دعِ الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للدرس (شكل 25)، ويقرأون الفقرة التي تتعلّق بها. اطلب إليهم أن يحدّدوا الصفات المشتركة بين أعضاء العائلة نفسها، والتي يمكن أن تستخدم لتمييز هذه العائلات. اطلب أيضًا أن يضيفوا الصفات غير المشتركة التي قد يلاحظونها بين أعضاء العائلة نفسها. ناقش التناظر في ما يتعلق بمجموعات الجدول الدوري. قد تملك العناصر صفات مشتركة، ولكن يمكن أن تكون لها صفات فريدة. وجِّه إليهم السؤال التالي:

- ما التدرج في الخواص الطبيعية والكيميائية بين المجموعات والدورات في الجدول الدوري؟ **[تُظهر العناصر داخل الأقسام المختلفة في الجدول الدوري صفات مشتركة للفلزّات أو اللافلزّات أو الغازات النبيلة. تُظهر عناصر المجموعة نفسها خواص كيميائية وفيزيائية متشابهة. سوف نرى في هذا الدرس أن الخواص الكيميائية والفيزيائية، مثل أنصاف الأقطار الذرّية، وطاقة التأين، والسالبية الكهربائية والميل الإلكتروني، تظهر ميولًا دوريًّا (تدرجًا) تجاه المجموعة والدورة].**

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 التأين، الميل الإلكتروني، الحجم الأيوني، السالبية الكهربائية.
- يفسّر التدرّج في الخواصّ التالية تجاه الدورة في الجدول الدوري: أنصاف الأقطار الأيونية، طاقات التأين، 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 عامة، 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).

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 المثالية. تذكّر أنّ نصف قطر الذرّة لعنصر ما يدلّ على حجمها النسبي.

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

2.1 حث الطلاب على التفكير في مثال من الحياة العملية، واستنتاج الفكرة العامة للدرس

كمشابهة (تناظر) بالمواقع والخواص في الجدول الدوري، استخدِم مخطط المقاعد المخصص لحجز أماكن الجلوس في المسرح، أو صالات الألعاب الرياضية، وذلك لاستكشاف الميول الدورية (ثمن المقاعد تبعًا لبعدها أو قربها).

على الطلاب أن يكتشفوا أن المتغيرات، مثل المسافة من ساحة العرض، أو مجال الرؤية والموقع بالنسبة إلى مركز الحدث، والرؤية غير الواضحة، سوف تؤثر على سعر التذكرة.

2. علِّم وطبِّق

1.2 مناقشة

أكّد على الأدوار الرئيسة التي يقوم بها التجاذب والتنافر الكهربائي داخل الذرات والأيونات، وراجع تأثيرات زيادة شحنة النواة، والتغيرات في تأثير حجب الإلكترونات على حجم الذرة. اطلب إلى الطلاب استخدام هذه التأثيرات لوصف تغيّرات حجم الذرات داخل الدورة، وخلال المجموعة.

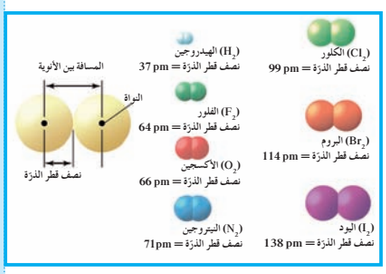
إجابة السؤال المذكور في الشكل (27) ص 44

[0.228 nm = 1.14×10^{-10}m]

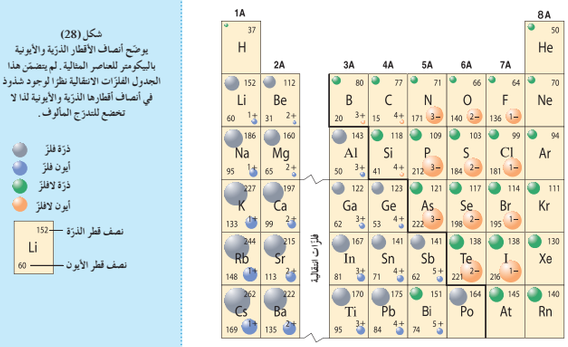
اطلب إلى الطلاب تنفيذ تجربة «الميول الدوريّة (التدرّج) في أنصاف الأقطار الذرّية» ضمن مجموعات، والإجابة عن الأسئلة الموجودة في كتاب الأنشطة ص 21.

إجابة السؤال المذكور في الشكل (29) ص 45

[ذرة البوتاسيوم أكبر من كاتيون البوتاسيوم. لأنّ نزع إلكترون يؤدّي إلى زيادة جذب النواة لعددٍ أقلّ من الإلكترونات وإزالة تحت مستوى طاقة خارجي].



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



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

1.1 التدرّج تجاه المجموعة Group Trends

بصفة عامة، 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.

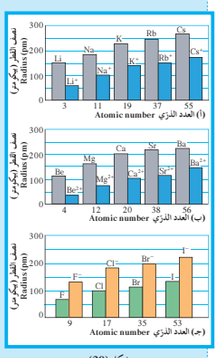
فالزيادة الكبيرة في المسافة بين النواة والإلكترونات الخارجية تتغلّب على تأثير الانكماش نتيجة زيادة الشحنة على النواة، وتكون المحصّلة النهائية ازدياد الحجم الذرّي. توضّح الأعمدة في الرسم البياني في الشكل (29) كيفية تزايد الحجم الذرّي (نصف القطر الذرّي) كلّما اتجهنا إلى أسفل في المجموعات 1A (الفلزّات القلويّة)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

2.1 التدرّج تجاه الدورة Periodic Trends

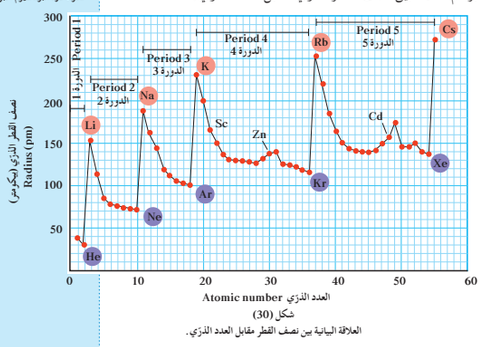
بصفة عامة، يقلّ الحجم الذرّي (نصف القطر الذرّي) كلّما تحرّكت من اليسار إلى اليمين عبر الدورة.

يتقدّمك من اليسار إلى اليمين عبر الدورة الواحدة، يظلّ مستوى الطاقة الرئيسي نفسه، ويزيد كلّ عنصر عن العنصر الذي يسبقه بالكترون 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 اتجهنا إلى أسفل المجموعة أو بزيادة العدد الذرّي.
الكاتيونات في (أ) و(ب) أصغر من الذرّات المتعادلة. وعلى النقيض من ذلك، نجد أنّ الأيونات في (جـ) أكبر من الذرّات المتعادلة. لماذا تكون ذرّة البوتاسيوم أكبر من كاتيون البوتاسيوم؟



شكل (30)
العلاقة البيانية بين نصف القطر مقابل العدد الذرّي.

2.2 تنمية مهارات الكتابة

اطلب إلى الطلاب كتابة فقرات لمقارنة الميول الدورية (التدرج في الخواص) في الحجم الذري والحجم الأيوني تجاه المجموعة وعبر الدورة.

3.2 ورش عمل

قسّم الفصل إلى ثماني مجموعات، واجعلهم ينظمون نماذج مجسمة (ثلاثية الأبعاد) للذرات الموجودة في المجموعات المثالية (النموذجية) للدورات الخمس الأولى في الجدول الدوري.

قبل بدء العمل، شكّل لجنة تضم عضوًا واحدًا من كل مجموعة يستنبط المقياس المناسب لتوضيح الحجم الذري. سوف يجد الطلاب معظم المعلومات التي يحتاجون إليها في الشكل (28). يجب أن تختار كل مجموعة من الطلاب التصميم الخاص بها للنماذج. بالإضافة إلى الحجم الذري، يجب أن يوضّح كل نموذج تركيب النواة، والترتيب العام للإلكترونات. رتّب النماذج المكتملة، وعلّقها بواسطة خيوط تتدلى من سقف الفصل.

4.2 مناقشة

اشرح أنّ طاقة التأين هي مقياس الصعوبة في نزع إلكترون من مستوى الطاقة الخارجي للذرة. هناك عاملان يؤثران على طاقة التأين وهما شحنة النواة، والمسافة من النواة.

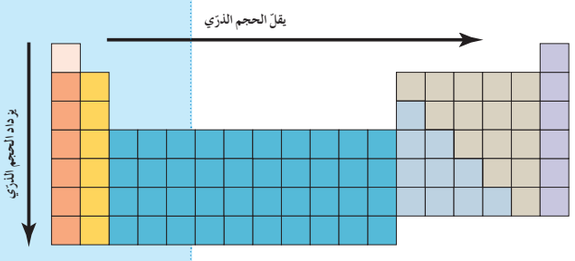
إجابة السؤال المذكور في الشكل (31) ص 46

[يملك الفلز القلوي نصف قطر ذري أكبر من الهالوجين داخل الدورة نفسها].

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).

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

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.

5.2 نشاط

قدِّم بيانًا عمليًّا لتوضيح النشاط النسبي (فاعلية العنصر) للمغنيسيوم والكالسيوم. اسكُب 20 mℓ من حمض HCl تركيزه 6 M لكأسين سعة كل منهما 50 mℓ، وضَع الكأس على المسلاط الضوئي المخصص للعرض. ثم لُفّ حوالى 20 cm من شريط المغنيسيوم، واسقطها في إحدى الكأسين، وضع 1 g من الكالسيوم في الكأس الأخرى.

قارن معدل التفاعل في الكأسين، واطلب إلى الطلاب تسجيل ملاحظاتهم، مشيرًا إلى موقع العنصرين في الجدول الدوري مع ربط الفرق في النشاط النسبي بطاقة التأيُّن الأولى، وطاقة التأيُّن الثانية لكل من العنصرين. يَعلَم الطلاب أن فلزّات المجموعة 2A تكوّن أيونات ذات شحنتين موجبتين. استخدم الجدول (7) لتوضِّح كيف تنعكس هذه الحقيقة بزيادة كبيرة في طاقة التأين، بين طاقة التأين الثالثة وطاقة التأين الثانية لكل من Mg و Ca. اسأل الطلاب أن يتوقّعوا النشاط النسبي في مجموعات أخرى من العناصر التي تقع في المجموعات 1A و2A، (على سبيل المثال، Li مع Na، و Ba مع Ca).

إجابة الأسئلة المذكورة ص 47 في الأسطر 23–26 تحت عنوان «التدرج في طاقة التأين»

[يعتبر نزع إلكترون أو إلكترونين سهل نسبيًّا في فلزّات المجموعة 2A. أما نزع ثلاثة إلكترونات فهو أكثر صعوبة].

إجابة السؤال المذكور في الشكل (32) ص 48

[تقل طاقة التأين كلما اتجهنا إلى أسفل في المجموعة].

إجابة السؤال المذكور ص 48 في سطر 17 تحت عنوان «التدرج تجاه الدورة»

[الأكسجين له أعلى قيمة لطاقة التأين الأولى في المجموعة 6A، والنيون له أعلى قيمة لطاقة التأين الأولى في الدورة الثانية].

6.2 مناقشة

اطلب إلى الطلاب وصف الميول الدورية (التدرج في الخواص) لطاقة التأين تجاه المجموعة والدورة في الجدول الدوري، واسألهم: لماذا تكون طاقة التأين الأولى، الخاصة بـ «لا فلز»، مثل الكلور، أعلى بكثير من طاقة التأين الأولى لـ «فلز» نشط (فعّال)، مثل البوتاسيوم؟ واسأل الطلاب ما إذا كانوا يعتقدون بأن الاتجاهات نفسها (الميول الدورية) يمكن أن تطبق لميل الذرّات إلى جذب الإلكترونات أم لا.

الكيمياء في خدمة الصناعة

مناقشة

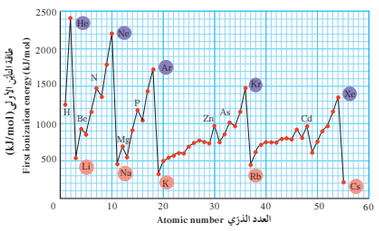
اشرح أن العنصر شبه الموصل هو أحد العناصر التي لها قيمة منخفضة من التوصيل الكهربائي على درجات الحرارة المنخفضة. وترتفع هذه القيمة بزيادة درجة الحرارة، أو بإضافة عناصر أخرى مختارة.

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

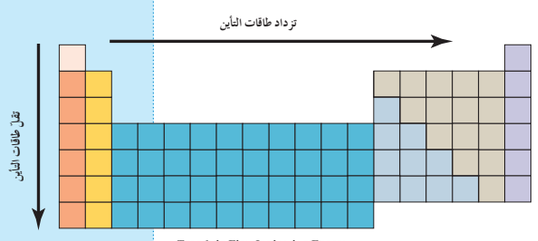
بصفة عامة تزداد طاقة التأيّن الأولى للعناصر المثالية كلّما تحركنا عبر الدورة من اليسار إلى اليمين. انظر الشكل (32) فتلاحظ أنّ شحنة النواة تزداد، وتأثير الحجب ثابت كلّما تحرّكت عبر الدورة، وبذلك يصبح جذب النواة للإلكترون أكبر ما يؤدّي إلى صعوبة نزعه، وبالتالي إلى زيادة طاقة التأيّن.



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؟



Trends in First Ionization Energy

التدرّج في طاقة التأيّن الأولى

شكل (33)

بصفة عامة، 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 الخصائص 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 الملاحظ 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.

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 مخلطة بذرّات عناصر أخرى مثل الزرنيخ As والبورون B. أشباه الموصّلات غير مفيدة للغاية بحالتها النقية، ولكن عندما تخلط 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.

وضِّح موقع السيليكون في الجدول الدوري، واشرح أنّه شبه فلز، أي أنه عنصر له صفات فلزية ولافلزية، كما أنه ثاني أكثر العناصر وفرة في القشرة الأرضية، حيث يتواجد في صورة ثاني أكسيد السيليكون (SiO_2).

ذكِّر الطلاب ببعض الخواص التي تميز الفلزّات عن اللافلزّات، واطلب إليهم أن يكتبوا أسماء عناصر أخرى تعتبر أشباه فلزّات (على سبيل المثال، As، Sb، Ge).

7.2 نشاط

استعِن بالمسلاط الضوئي واصنع دائرة من حلقات مطاطية أو من عملات دائريّة لها القطر نفسه لتمثّل السحابة الإلكترونية في الذرة المتعادلة. لا تترك أي مسافة بين الحلقة والأخرى في الدائرة. ضَع حلقاتٍ في الوسط لتمثّل النواة. أضف أو انزع حلقاتٍ من الحلقات التي تمثّل الإلكترونات، لكي تصبح عمليّة تشبه عملية تكوين الأيونات (أنيونات أو كاتيونات) من الذرة المتعادلة. مع كل تغير عند إضافة أو نزع حلقة، يجب إعادة تنظيم الدائرة مرة أخرى، حتى تظل الحلقات متلامسة (بالتالي سوف يزداد قطر الدائرة أو يقل تباعًا عند إضافة أو نزع الحلقة التي تمثل الإلكترون). اشرح أن التغير في قطر الدائرة مشابه للجذب الفعّال لشحنة النواة.

بعد توضيح الميل الإلكتروني، على الطالب أن يعرف أن هذا الميل يتدرج في الجدول الدوري (تجاه المجموعة وتجاه الدورة) على الطالب أن يلاحظ أن تدرج الميل الإلكتروني يتغيّر بطريقة عشوائية خلال الجدول، مع ذلك يمكن ملاحظة بعض الاتجاهات وربطها بتدرج خصائص أخرى مثل طاقة التأين.

8.2 نشاط

أعطِ الطلاب قائمة عناصر، طالبًا إليهم وضع كل عنصر في الجدول الدوري، وتحديد ما إذا كانت ذرّات هذا العنصر كاتيونات أم أنيونات سالبة. واطلب إليهم تنظيم قائمة للعناصر التي تكوّن كاتيونات، وقائمة أخرى للعناصر التي تكوّن أنيونات. واطلب إليهم أيضًا أن يستنبطوا فكرة عامة حول كيفية مقارنة حجم الذرة المتعادلة بالأيون المتكوّن منها في كل مجموعة من العناصر.

9.2 مناقشة

اربط الميول الدورية في الحجم الذرّي بالميول الدورية التي سبقت دراستها، وفسِّر أن شحنة النواة الفعّالة التي يتعرض لها إلكترون في الفلك الخارجي للذرة أو للأيون، تساوي شحنة النواة الإجمالية (عدد البروتونات) مطروحًا منها تأثير الحجب الذي تسببه الإلكترونات التي تعترض شحنة النواة الإجمالية (الإلكترونات الموجودة في الأفلاك المحصورة بين الفلك الخارجي والنواة) ويحدِّد هذا أنصاف الأقطار الذرّية والنووية.

كلما تتقدم من اليسار إلى اليمين في دورة ما، يبقى عدد الكم الرئيس n للفلك الخارجي ثابتًا، في حين تزداد شحنة النواة الفعّالة. وهكذا، فإن أنصاف الأقطار الذرّية والأيونية تقل كلما تحركنا إلى اليمين في الدورة.

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).

يشير الميل الإلكتروني لكلّ من العناصر $_{10}Ne$، $_7N$، $_4Be$ إلى التدرّج في عناصر الدورة الثانية.

رقم المجموعة					
3A	4A	5A	6A	7A	8A
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؟

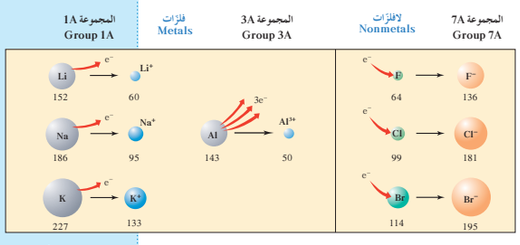
للمجموعة الخامسة عشر (5A) ميل إلكتروني ضعيف، كما أنّ النيتروجين موجب. السبب في ذلك إنّه يحدث ثباتًا نسبيًّا، ولأنّ تحت مستوياتها نصف ممتلئة.

3.4 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 نفحص الآن كيف يؤثّر فقدان 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، حوالي 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 حوالي 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

تقدّر الأحجام النسبية (أنصاف الأقطار) للذرّات والأيونات لبعض الفلزّات واللافلزّات بوحدات البيكومتر.

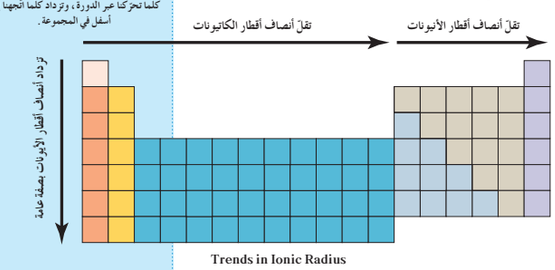
2.4 التدرّج تجاه الدورة Periodic Trends

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 بكثير أكبر من الأيونات الموجبة، نلاحظ أيضًا نقصًا تدريجيًّا في الحجم كلّما تحرّكنا إلى اليمين عبر الدورة. تتزايد أنصاف أقطار الأيونات 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 والأيونات كلّما تحركنا عبر الدورة، وتزداد كلّما اتّجهنا إلى أسفل في المجموعة.



Trends in Ionic Radius

التدرّج في أنصاف أقطار الأيونات

وعلى النقيض من ذلك، عندما ننتقل من مجموعة ما من أعلى إلى أسفل، تظل شحنة النواة الفعّالة ثابتة تقريبًا، ولكن يزداد عدد الكم الرئيس n، وبالتالي تزداد أنصاف الأقطار الذرّية والأيونية كلما تحركنا إلى أسفل خلال المجموعة.

إجابة السؤال المذكور ص 51 في السطرين 11 و 12 تحت عنوان «التدرج تجاه الدورة» (الحجم الأيوني)

[نصف القطر الأيوني للصوديوم أصغر من السيزيوم، ونصف القطر الأيوني للبورون أصغر من الفلور].

10.2 مناقشة

ناقش الطلاب حول التدرج في السالبية الكهربائية تجاه المجموعة والدورة، واسألهم: لماذا لا تتضمَّن المناقشة الخاصة بالسالبية الكهربائية الغازات النبيلة؟ واسأل أيضًا: أي عنصر ثابت في الجدول الدوري يتمتع بأكبر قدر من السالبية الكهربائية؟ وأي عنصر له أدنى قدر منها؟ أشِر إلى أن قيم السالبية الكهربائية تساعد الكيميائيين في توقّع نوع الترابط الذي يوجد بين الذرات في المركبات.

اطلب إلى الطلاب تنفيذ تجربة "الخواص الكيميائية للهاليدات" ضمن مجموعات، والإجابة عن الأسئلة الموجودة في كتاب الأنشطة ص 18.

11.2 نشاط

اطلب إلى الطلاب القيام بنموذج يوضِّح التدرج في السالبية الكهربائية للعناصر، وذلك بترتيب مجموعة من عيدان ثقاب رفيعة (كالمستخدمة في تسليك جيوب الأسنان وتنظيفها) وتقطيعها إلى أطوال مختلفة، وتثبيتها في قطعة مسطحة (مستوية) من الصلصال الذي يستخدم في عمل التشكيلات والنماذج.

12.2 استخدام وسيلة مرئية

اعرض الجدول (9) على المسلاط الضوئي، وناقش العلاقة بين السالبية الكهربائية، وميل الذرّة لكسب أو فقدان إلكترونات. وضِّح كيف أن قيم السالبية الكهربائية ترتبط بتقسيم العناصر إلى فلزّات أو لا فلزّات. اطلب إلى الطلاب أن يقارنوا بين طاقات التأيُّن، والسالبيات الكهربائية للعناصر الموضحة في (جدول 9).

3. قيِّم وتوسَّع

1.3 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

اطلب إلى الطلاب مقارنة عنصرين في المجموعة نفسها من حيث نصف القطر الذرّي، نصف القطر الأيوني، طاقة التأين، والسالبية الكهربائية. ثم كرِّر التمرين مع الفلزّات واللافلزّات للدورة نفسها، واطلب اليهم كتابة فكرة عامة تلخص الميول الدورية المستنتجة من هذه المقارنات.

إجابة السؤال المذكور ص 53 في السطر 10 تحت عنوان «ملخص الميول الدورية»

[نصف القطر الذري هو الخاصية الوحيدة التي توضِّح تناقص التدرج (الميل) كلما تحركت من اليسار إلى اليمين عبر الدورة في الجدول الدوري].

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

5. التدرّج في السالبية الكهربائية

Trends in Electronegativity

تُعرَّف السالبية الكهربائية Electronegativity لعنصر ما بأنها ميل ذرّات العنصر لجذب الإلكترونات، عندما تكون مرتبطة كيميائيًا 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 اتجهنا إلى أسفل في المجموعة.**

وتتزايد السالبية الكهربائية للعناصر الممثّلة 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 كيميائيًا بأيّ عنصر آخر، يجذب الإلكترونات المشاركة في الرابطة الكيميائية أو يشكل 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 ترتّب 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 1.5	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.

خلفية علمية

عنصر الفرانسيوم

اكتشفت الفرنسية مارجريت بيري الفرانسيوم عام 1939. يشتق الإسم من كلمة France أي فرنسا. الفرانسيوم عنصر كيميائي رمزه Fr رقمه الذري 87. يعتبر الفرانسيوم أقل العناصر كهرسلبية وهو ثاني أندر العناصر بعد الاستاتين. الفرانسيوم عنصر قلوي له إلكترون تكافؤ واحد وهو آخر عنصر طبيعي اكتشف.

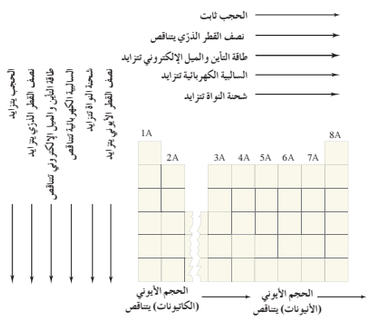
ينتج الفرانسيوم من تحليل الأكتينيوم كما ينتج من خلال قذف الراديوم أو الاستاتين بالتيوترونات. فهو عنصر نادر جدًا وغير مستقر (مشع) ولا يوجد منه كميات بصورة تجارية لأن عمر النصف لهذا العنصر قصير.

2.3 إعادة التعليم

شدِّد على الأدوار الرئيسة التي يقوم بها كل من التجاذب والتنافر الكهربائي داخل الذرّات والأيونات. وراجع تأثير كل من زيادة شحنة النواة، والتغيرات في تأثير حجب الإلكترونات على حجم الذرة، وكيف أن يمكن استخدام هذه التأثيرات لوصف تغيرات الحجم في الذرّات خلال الدورة، وأيضًا خلال المجموعة. ذكِّر الطلاب بالعلاقة بين السالبية الكهربائية، وميل الذرة لكسب أو فقدان إلكترونات. تعكس قيمة السالبية الكهربائية الأكبر نسبيًّا ميلًا أكبر للذرّة لجذب الإلكترونات، ويمكن فهم التأثير المتبادل بين الذرات، والذي ينتج عنه ترابط كيميائي، في ضوء السالبية الكهربائية النسبية بين الذرّات.

إجابات أسئلة الدرس 2–3

1. (أ)، (جـ)
2. الصوديوم، الألمنيوم، الكبريت، الكلور؛ تدرُّج تجاه الدورة
3. نصف قطر الأنيون أكبر من نصف قطر الذرة المتكوّن منها
4. (أ) الصوديوم (ب) الفوسفور



شكل (36)
تختلف الميول الدورية من اليسار إلى اليمين أو من الأعلى إلى الأسفل ضمن المجموعة الواحدة من الجدول الدوري. وتشمل الخواص التي تُبدي هذه الميول نصف القطر الذري والحجم الأيوني، وطاقة التأين 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

الملخص

وجِّه الأسئلة التالية:

◄ قارن نموذج بور للذرّة، بالنموذج الميكانيكي للكم. **[يحصر كل من النموذجين طاقة الإلكترونات ضمن مستويات معينة. ومع ذلك، لا يمكن تحديد المسار الدقيق لإلكترون ما في النموذج الميكانيكي الكمي، إنما يمكن تقدير احتمال وجود الإلكترونات داخل مناطق محددة في الفراغ].**

◄ ما الذي يميز العناصر التي تقع في المجموعة نفسها من حيث ترتيباتها الإلكترونية؟ **[مستويات الطاقة الخارجية للعناصر داخل المجموعة الواحدة، لها ترتيبات إلكترونية متماثلة].**

◄ بناء على الميول الدورية (التدرج في الخواص)، أي من الذرات التالية لها قيمة أكبر لنصف القطر، Ca أو Se؟ **[Ca]**

C أو Sn؟ **[Sn]**

◄ بناء على الميول الدورية، أي من الذرات التالية لها قيمة أكبر للسالبية الكهربائية، Cl أو Br؟ **[Cl]**

N أو F؟ **[F]**

إضافة

اطلب إلى الطلاب كتابة تقرير حول إحدى المجموعات المثالية للعناصر. ويجب أن يتضمن تقريرهم معلومات عن الخواص المشتركة والمميزة لعناصر المجموعة المختارة، وعن استخدامات هذه العناصر في الحياة اليومية.

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 نماذج الذرّة

- 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 مخزّنة 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

- ترتّب 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

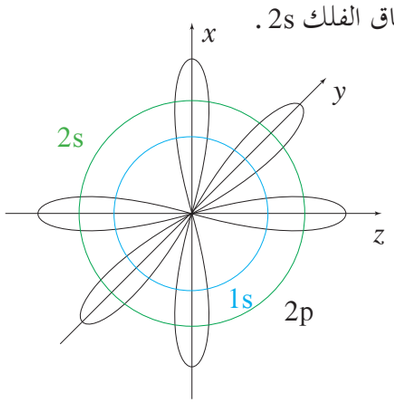
- العناصر المتشابهة في الخواصّ متشابهة أيضًا في الترتيبات الإلكترونية وأعضاء للمجموعة نفسها في الجدول الدوري.
- تحت مستويات الطاقة الـ s وp لذرّات عناصر الغازات النبيلة تكون ممتلئة بالإلكترونات.
- تحت مستويات الطاقة الـ s وp للعناصر الممثلة تكون ممتلئة جزئيًا فقط.
- تحت مستوى الطاقة d القريب من تحت مستويات 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.

تحقق من فهمك

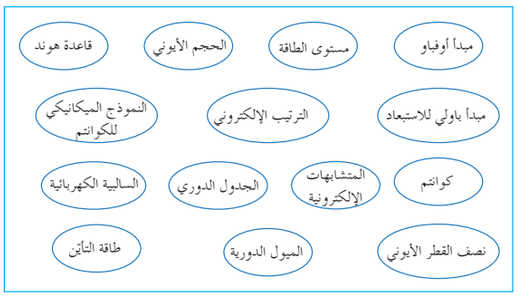
1. كرة مصمتة موجبة الشحنة تتوزع على سطحها الجسيمات السالبة.
2. الإلكترونات لها طاقات ثابتة، ولانتقالها إلى مستوى آخر، يجب أن تشع أو تمتص كم من الطاقة (طاقات الإلكترونات مكمأة، أي أن لها كميات محددة من الطاقة).
3. في نموذج رذرفورد، تحيط الإلكترونات ذات الشحنة السالبة نواة كثيفة موجبة الشحنة. أما في نموذج بور، فإن الإلكترونات تتحرك حول النواة في مدارات محددة ذات طاقة ثابتة.
4. منطقة تقع بعد النواة حيث الاحتمالية الكبرى لتواجد الإلكترون.
5. الفلك 1s كروي. الفلك 2s كروي، وله قطر أكبر من الفلك 1s. يأخذ الفلك 2p شكل الكمثري (كرتان حديديتان مربوطتان بقضيب كالتي تستعمل في تمرين العضلات) ما يشير إلى اتجاهين متضادين من النواة، ويمتد وراء نطاق الفلك 2s.



6. (أ) 2 (ب) 1
(جـ) 3 (د) 6
7. مبدأ أوفباو: تشغل الإلكترونات أقل تحت مستويات الطاقة الممكنة.
مبدأ باولي للاستبعاد: يشغل كل فلك إلكترونين على الأكثر.
قاعدة هوند: قبل حدوث ازدواج للإلكترونات، يشغل إلكترون واحد كل فلك على حدة من مجموعة الأفلاك المتساوية في الطاقة (التابعة لغلاف فرعي واحد، مثل 2p).
8. (أ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
(ب) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
(جـ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
(د) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
9. تحتوي أفلاك (p) في المستوى الرئيس الثالث على ثلاثة إلكترونات.
10. (ب) و (جـ).
11. (أ) 2 (ب) 6 (جـ) 2 (د) 10
(هـ) 6 (و) 2 (ز) 14 (حـ) 6
12. (أ) 8
(ب) 8
(جـ) 8

خريطة مفاهيم الوحدة

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



تحقق من فهمك

1. ما الجسيمات المكوّنة 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 الأفلاك 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) الفاناديوم ($_{23}$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 المثالية: $_{11}$Na، $_{12}$Mg، $_{26}$Fe، $_{28}$Ni، $_{17}$Cl.

13. (أ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$
(ب) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$
(جـ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$
(د) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

14. سوف تختلف الإجابات.

15. (أ) C , Si
(ب) La
(جـ) Br ، P
(د) Br ، Hg
(هـ) Bi

16. الغازات النبيلة هي: Group 0
العناصر المثالية هي: Groups 1A → 7A
العناصر الانتقالية الداخلية هي: Groups B

17. Cl ، Mg ، Na

18. (أ) Ar: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
(ب) Ge: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^2$
(جـ) Ba: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2$

19. مجموع أعداد الإلكترونات لتحت المستويات لآخر مستوى رئيسي تمثل رقم المجموعة ورقم مستوى الطاقة الرئيسي الأخير يمثل الدورة.

20. (أ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
(ب) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$
(جـ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
(د) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^2$
(هـ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
(و) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
(ز) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$

21. (أ) H ، Li ، Na ، K ، Rb ، Cs ، Fr
(ب) O ، S ، Se ، Te ، Po
(جـ) Zn ، Cd ، Hg ، Cn

22. نصف القطر الذري للفلور أصغر من الأكسجين، لأن شحنة النواة للفلور تزيد عن الأكسجين بمقدار واحد (9 بروتونات للفلور مقابل 8 بروتونات للأكسجين). ونصف القطر الذري للفلور أصغر من الكلور، لأن الفلور أقل من الكلور بثمانية إلكترونات.

23. (أ) الصوديوم
(ب) الإسترانشيوم
(جـ) الجرمانيوم
(د) السلينيوم

24. طاقة التأين الأولى هي الطاقة المطلوبة لنزع إلكترون ما من مستوى الطاقة الخارجي (الإلكترون الأول الخارجي)، وطاقة التأين الثانية هي الطاقة المطلوبة لنزع الإلكترون الثاني الخارجي.

25. (أ) البورون (ب) المغنيسيوم

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 ($_9F$) (ب) الخارصين ($_{30}Zn$) (جـ) الألمنيوم ($_{13}Al$) (د) القصدير ($_{50}Sn$)
(هـ) الكربون ($_6C$) (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 ($_9F$) أصغر من كلّ من الأكسجين ($_8O$) والكلور ($_{17}Cl$).

24. وضّح أيّ عنصر في كلّ زوج من العناصر التالية له نصف قطر ذرّي أكبر:
(أ) الصوديوم ($_{11}Na$)، الليثيوم ($_3Li$) (ب) الإسترانشيوم ($_{38}Sr$)، المغنيسيوم ($_{12}Mg$)
(جـ) الكربون ($_6C$)، الجرمانيوم ($_{32}Ge$) (د) السلينيوم ($_{34}Se$)، الأكسجين ($_8O$)

25. فرّق بين طاقة التأين الأولى وطاقة التأين الثانية للذرّة.

26. وضّح أيّ عنصر في كلّ زوج من العناصر التالية له قيمة طاقة تأين أكبر:
(أ) الليثيوم ($_3Li$)، البورون ($_5B$) (ب) المغنيسيوم ($_{12}Mg$)، الإسترانشيوم ($_{38}Sr$)

27. أيّ منها تتوقّع أن يكون لها طاقة تأين أكبر: الفلزّات أم اللافلزّات؟ ولماذا؟

28. رتّب العناصر التالية بحسب الزيادة في طاقة التأين:
(أ) $_{38}Sr$ ، $_{12}Mg$ ، $_4Be$ (ب) $_{56}Ba$ ، $_{55}Cs$ ، $_{83}Bi$ (جـ) $_{16}S$ ، $_{13}Al$ ، $_{11}Na$

29. فسر الزيادة الكبيرة بين طاقة التأين الأولى وطاقة التأين الثانية للفلزّات القلويّة؟

30. ما الجسيم الذي له نصف قطر أكبر في كلّ زوج (أيون/ذرّة) ممّا يلي؟
(أ) Na^+ ، Na (ب) S^{2-} ، S (جـ) I^- ، I (د) Al^{3+} ، Al

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) $_9F$ ، $_{17}Cl$ (ب) $_7N$ ، $_6C$ (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.

26. اللافلزّات، لأن شحنة النواة تزداد، في حين يظل الحجب ثابتًا (قوة الحجب التي تنشأ من اعتراض الإلكترونات في المستويات الداخلية لشحنة النواة) الأمر الذي ينتج عنه زيادة أكبر لجذب الإلكترون.

27. (أ) $Be > Mg > Sr$

(ب) $Bi > Ba > Cs$

(جـ) $S > Al > Na$

28. تصبح ذرة الفلز القلوي ثابتة، وذلك بفقدان إلكترون واحد، ويتكوّن كاتيون له الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الثابت. وعلى ذلك فإن نزع إلكترون ثانٍ من هذا الترتيب الثابت يتطلب طاقة أكبر بكثير.

29. (أ) Na

(ب) S^{2-}

(جـ) I^-

(د) Al

30. نصف قطر الكاتيون أصغر من نصف قطر الذرة المتكوّن منها.

31. بصفة عامة، لا تكوّن الغازات النبيلة مركّبات.

32. (أ) F

(ب) N

(جـ) Mg

(د) As

تحقق من مهاراتك

1. (أ) Ar

(ب) Rh

(جـ) Ba

2. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}4p^3$. العدد الكلي للإلكترونات 33، مستويات الطاقة الثلاثة الأولى ممتلئة بالكامل، أمّا مستوى الطاقة الرابع فممتلئ جزئيًّا.

3. (أ) 2

(ب) 4

(جـ) 10

(د) 6

4. $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$. النيتروجين، ثلاثة إلكترونات غير مزدوجة.

5. (أ) الصوديوم، Na

(ب) النيتروجين، N

(جـ) السيليكون، Si

(د) الأكسجين، O

(هـ) البوتاسيوم، K

(و) التيتانيوم، Ti

6. Mg^{2+} له نصف قطر ذري أصغر. يحتوي Mg^{2+} على عدد أكبر من البروتونات في نواته، لهذا يكون جذب الإلكترون أكبر.

7. يحتوي الخارصين على بروتونات أكثر من الكالسيوم، ولهذا يجذب إلكترونات الغلاف 4s بقوة أكبر.

3. كم عدد الإلكترونات المزدوجة المتواجدة في ذرّة كلّ من العناصر التالية؟
(أ) الهيليوم ($_2He$) (ب) البورون ($_5B$) (جـ) الصوديوم ($_{11}Na$) (د) الأكسجين ($_8O$)

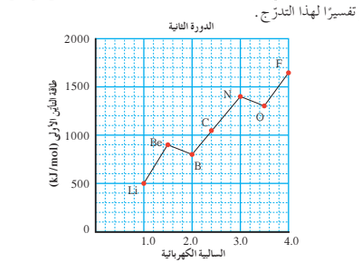
4. تحوي ذرّة عنصر إلكترونين في مستوى الطاقة الأوّل وخمسة إلكترونات في مستوى الطاقة الثاني. اكتب الترتيب الإلكتروني لهذه الذرّة واستنتج اسم العنصر. كم عدد الإلكترونات غير المزدوجة المتواجدة في ذرّة هذا العنصر؟

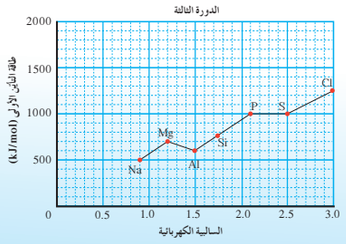
5. اكتب رمز واسم العناصر التي لها الترتيبات الإلكترونية التالية:
(أ) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ (ب) $1s^2 2s^2 2p^3$ (جـ) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ (د) $1s^2 2s^2 2p^4$
(هـ) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (و) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

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 ($_{30}Ca$).

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.





8. **(أ)** الاتجاه العام للتدرج هو أن طاقة التأين الأولى تزداد بزيادة السالبية الكهربائية، وهذا صحيح لكل من الدورة الثانية، والدورة الثالثة.

(ب) تتوقّع علاقة طردية، لأن كلًّا من الخواص تقيس التأثير المتبادل بين النواة والإلكترونات التي تحيط بها.

9. **(أ)** البوتاسيوم: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

(ب) الألمنيوم: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

(ج) الكبريت: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

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

10. **(أ)** Ca^{2+}

(ب) P^{3-}

(ج) Cu^{+}

11. سوف تختلف الإجابات.

12. يصل المغنيسيوم إلى الترتيب الإلكتروني الثابت بفقدانه إلكترونين، أمّا الألمنيوم فبفقدانه ثلاثة إلكترونات.

13. **(أ)** 1851 – 1900: 25 عنصرًا.

(ب) ساعد جدول مندليف الدوري العلماء على اكتشاف عناصر مجهولة بتعبئة الفراغات التي تركها.

(ج) لا يوجد أي من هذه العناصر في الطبيعة.

14. **(أ)** الكاتيونات الممكنة (المحتملة) هي: Sr^{2+} و Rb^{+}.
الأنيونات الممكنة هي: Br^{-} و Se^{2-} و As^{3-}

(ب) كلا، للكاتيونات ترتيب إلكتروني شبيه بالغاز النبيل الذي يسبقه (الدورة السابقة)، أما الأنيون، فيميل ليصبح لديه ترتيب إلكتروني شبيه بالغاز النبيل الذي يتبعه (في الدورة نفسها).

15. تتناقص الأقطار الأيونية من S^{2-}، Cl^{-}، Ar، K^{+}، Ca^{2+} إلى Sc^{3+} كلما زاد عدد البروتونات. تتناقص الأقطار من O^{2-}، F^{-}، Ne، Na^{+}، Mg^{2+} إلى Al^{3+} للسبب نفسه.

16. يوضّح الجدول زيادة تدريجية في الكتل الذرّية، ونقصًا في طاقات التأيُّن لهذه العناصر. تحتاج جميعها إلى ذرّتين من الكلور، وذرّة واحدة من الأكسجين للمركّبات. يبرر هذا التدرج (الميول الدورية) وضع هذه العناصر في مجموعة واحدة.

17. يوضع المغناطيسان في وضعية متجاورة، فلا بدّ أن يكون قطباهما الشماليان في اتجاهين متعاكسين، ولذلك يمكن أن ينجذبا إلى بعضهما. ويمكن مقارنة هذا الوضع بإلكترونين متضادي المغزل (متعاكسي الدور) يسكنان الفلك نفسه. التضاد في المغزل ضروري للتغلب على التنافر الكهربائي.

18. اختبر الجداول التي قام الطلاب بتنفيذها، بهدف امتحان دقتها، وأعطهم خصائص لعنصر آخر ليقوموا بتصنيفه. يجب أن تتضمن الأمثلة خصائص عن القابلية العالية للسّحب، والطّرق، والعناصر غير النشيطة، وتلك التي تعمل كأشباه موصلات.

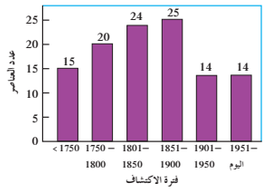
9. اكتب الترتيب الإلكتروني للعنصر الموجود في كلّ موقع من المواقع التالية في الجدول الدوري.
(أ) المجموعة 1A – الدورة الرابعة **(ب)** المجموعة 3A – الدورة الثالثة
(ج) المجموعة 6A – الدورة الثالثة **(د)** المجموعة 2A – الدورة السادسة

10. وضّح الأيون الذي يكون حجمه أكبر في كلّ زوج من الأزواج التالية:
(أ) Ca^{2+}، Mg^{2+} **(ب)** Cl^{-}، P^{3-} **(ج)** Cu^{+}، Cu^{2+}

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؟
(ج) 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 الكريبتون ($_{36}Kr$).
(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^{-}، Na^{+}، Mg^{2+}، Al^{3+} والتي يكون فيها العدد الكلّي للإلكترونات مساويًا لعدد الإلكترونات في الغاز النبيل النيون ($_{10}Ne$)؟ فسّر إجابتك سواء أكانت بالنفي أم بالإيجاب.

19. سوف تختلف الإجابات، ولكن يجب أن تتضمن الترتيب الإلكتروني التالي:
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$
$4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}$
$6p^6\ 7s^2\ 5f^{14}\ 6d^{10}\ 7p^5$
وسوف يكون هالوجين الذي يشبه إلى حد كبير عنصر الأستاتين، وهو عنصر إشعاعي النشاط.
سوف تختلف الإجابات.

20. يمثل الشكل الذي على اليمين الأنيون، والذي على اليسار الذرة المتعادلة. الأنيونات أكبر من الذرات المتعادلة المتكوّنة منها، لأن قوة الجذب الفعّالة للنواة تقل بزيادة عدد الإلكترونات. تكون الكاتيونات دائمًا أصغر من الذرات المتعادلة المتكوّنة منها.

21. اختبر الجداول التي قام الطلاب، وذلك بالمقارنة مع (شكل 36).

22. قد تختلف الجداول الدورية، ولكن يجب أن تتبع التدرج في تناقص الحجم الذري عبر الدورة، وزيادة في الحجم الذري كلما اتجهنا إلى أسفل المجموعة.

مشروع الوحدة، الكتابة في الكيمياء

1. اختَرِ الخطابات التي يكتبها الطلاب. يجب أن تحتوي الخطابات على إرشادات حول كيفية كتابة الترتيبات الإلكترونية، وعلى مبدأ أوفباو ومبدأ باولي للاستبعاد وقاعدة هوند.
2. سوف تختلف الإجابات. يعطي كل من غاز الهيدروجين لونًا قرنفليًّا (أحمر ورديًّا)، وبخار الصوديوم لونًا أصفر، وبخار الزئبق لونًا أزرق.
3. أشباه الفلزّات هي العناصر التي تفصل بين الفلزّات واللافلزّات، وهي تشبه في الجدول الدوري درجات السلم: Ge، Sb، B، Si، As، Te. الكثير من أشباه الفلزّات هي أشباه موصلات، وتعمل كعوازل كهربائية على درجات الحرارة المنخفضة، وكموصلات كهربائية على درجات الحرارة المرتفعة. تختلف أشباه الفلزّات في درجة التوصيل الحراري، والبريق الفلزي، والحالة، وقابلية الطرق، والترابط. يشمُل كل من الخصائص السابقة في تقرير كل على حدة متضمِّنًا الخصائص الفلزية واللافلزية.
4. يجب على الطلاب أن يبحثوا في كتب تاريخ العلوم، أو في الإنترنت عن معلومات تفيدهم في كتابة تقريرهم.
5. قد تختلف المعلومات في النشرة الكتابية، ولكن يجب أن تتضمّن معلومات مماثلة لما يمكن إيجادها في أوراق بيانات سلامة المواد MSDS (Material Safety Data Sheets) أو صحيفة بيانات السلامة، وهي تعليمات الأمان المدونة في نشرات عالمية للمواد الكيميائية، والتي يمكن الحصول عليها من الشركات المصدرة لهذه المواد.

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 باولي 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 فلز 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 أيون العنصر نفسه. أيّ من هذه الكرات تمثّل الأيون 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 باولي 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 متضمنًا 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؟

مخطط الوحدة الثانية: الروابط الكيميائية (الأيونية والتساهمية والتناسقية)

الفصل	الدرس	الأهداف	عدد الحصص	معالم الوحدة
1. الروابط والمركبات الأيونية	1-1 الترتيب الإلكتروني في الرابطة الأيونية	• استخدام الجدول الدوري لاستنتاج عدد إلكترونات التكافؤ في الذرة، ورسم ترتيبها الإلكتروني النقطي. • وصف تكوّن الكاتيونات من الفلزات، والأنيونات من اللافلزات.	2	اكتشف بنفسك: أشكال المواد المتبلرة. علاقة الكيمياء بعلم التغذية: ثاني أكسيد الكبريت والكبريتيتات.
	1-2 الرابطة الأيونية	• ذكر خصائص الرابطة الأيونية. • استخدام خصائص الرابطة الأيونية في تفسير التوصيل الكهربائي للمركّبات الأيونية عندما تكون في الحالة المنصهرة، أو في المحاليل المائية.	4	الكيمياء الرياضية: تمثيل الجزيئات. الكيمياء في خدمة المستهلك: عندما يكون الماء عسرًا ويصبح من الصعب التعامل معه.
2. الرابطة التساهمية	2-1 الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية	• استخدام الترتيبات الإلكترونية النقطية لتوضيح الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية.	3	الكيمياء الرياضية: ترتيبات لويس الإلكترونية النقطية علاقة الكيمياء بعلم الحاسوب الآلي: تصميم النموذج الجزيئي. الكيمياء في خدمة المجتمع: العلاقة بين المواد التي تحجب أشعة الشمس والروابط التساهمية.
	2-2 الرابطة التساهمية التناسقية	• استخدام الترتيبات الإلكترونية لتوضيح الروابط التساهمية التناسقية.	1	
حل أسئلة مراجعة الوحدة			2	
إجمالي عدد الحصص			12	

الوحدة الثانية

الروابط الكيميائية (الأيونية والتساهمية والتناسقية)

مكونات الوحدة

الفصل الأول: الروابط الأيونيّة والمركبات الأيونية

الدرس الأول: الترتيب الإلكتروني في الرابطة الأيونية

الدرس الثاني: الرابطة الأيونية

الفصل الثاني: الرابطة التساهمية

الدرس الأول: الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية

الدرس الثاني: الرابطة التساهمية التناسقية

يدرس الطالب في هذه الوحدة أنواع الروابط بين الذرات.

مقدمة

تهدف دراستنا للروابط الكيميائية إلى معرفة كيف يتم ربط الذرات بعضها البعض لتكوين جزيء ما.

تتضمن الوحدة فصلين هما:

- الروابط الأيونية والمركبات الأيونية
- الرابطة التساهمية

في الفصل الأول، يدرس الطالب خصائص المركّبات الأيونية من خلال دراسته الروابط الأيونية، وما يرتبط بها من تطبيقات رياضية وعملية. أما في الفصل الثاني، فيدرس الطالب الرابطة التساهمية بدءًا بدراسة أنواعها الثلاثة (الأحادية والثنائية والثلاثية). ومن ثم الرابطة التناسقية التي تندرج ضمن الرابطة التساهمية وما يتبعها من تطبيقات رياضية وعملية. تشمل هذه الوحدة بعض التطبيقات، والأمثلة، والاستكشافات، والتجارب العملية التي تعزز فهم الطالب للمحتوى.

التعليق على الصورة الافتتاحية للوحدة

اطلب إلى الطلاب تفحص الصورة الافتتاحية للوحدة، وناقش معهم كيف تقترب ذرات الصوديوم والكلور من بعضها لتكوّن التركيب البلوري لكلوريد الصوديوم الموضّح في الصورة.

الإجابة عن السؤال في إفتتاحية الوحدة ص 64

[تتّحد العناصر بسبب رغبة الأجسام وسعيها لأن تكون في أقل مستوى من الطاقة. فطاقة المركّب تكون أقل من مجموع طاقات العناصر المكونة له، لذلك نجد ذرات العناصر تميل إلى أن ترتبط ببعضها (بروابط) لتكوين المركّبات، حيث يرتبط كل عنصر بعددٍ من الروابط مساوٍ لتكافئه].

اكتشف بنفسك

اطلب إلى الطلاب تنفيذ هذا النشاط ضمن مجموعات، والإجابة عن الأسئلة الموجودة في كتاب الطالب ص 64

يجب على الطلاب ملاحظة أن جميع المواد الصلبة تتبلّر، ويجب أن يفهموا أيضًا أن معظم البلّورات تتكوّن عند سرعات مختلفة، ويكون لها مظهر فريد ومميز.

الأهداف المتوقع اكتسابها بعد دراسة الوحدة الثانية

الأهداف المعرفية

أتوقع أن يكون الطالب قادرًا على أن:

1. **يحدِّد المفردات والعبارات الكيميائية التالية:**

إلكترونات التكافؤ، الترتيبات الإلكترونية النقطية، قاعدة الثمانية، أيونات الهاليدات، الرابطة الأيونية، عدد التناسق، الرابطة التساهمية الأحادية، الصيغ البنائية، أزواج الإلكترونات غير المشاركة، الرابطة التساهمية الثنائية، الرابطة التساهمية الثلاثية، الرابطة التساهمية التناسقية

2. **يتعرف المفاهيم العلمية التالية:**

- استخدام الجدول الدوري لاستنتاج عدد إلكترونات التكافؤ في الذرة، ورسم ترتيبها الإلكتروني النقطي.
- وصف تكوين الكاتيونات من الفلزات، والأنيونات من اللافلزات.
- ذكر خصائص الرابطة الأيونية.
- استخدام خصائص الرابطة الأيونية في تفسير التوصيل الكهربائي للمركّبات الأيونية عندما تكون في الحالة المنصهرة، أو في المحاليل المائية.
- استخدام الترتيبات الإلكترونية النقطية لتوضيح الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية.
- كتابة أمثلة عن الرابطة التساهمية التناسقية.

3. **يعطي أمثلة عن التطبيقات العملية الحياتية لمفاهيم هذه الوحدة ويفسّرها، مثل:**

- حدوث الترسيبات الملحية.
- تبلُّر كلوريد الصوديوم المتواجد في مياه البحر.
- استخدام السيليكون والجرمانيوم في صناعة الشرائح التي تدخل ضمن مكوّنات الحاسب الآلي «الكومبيوتر».
- البلورات الصلبة الطبيعية التي تتكوّن نتيجة الترتيب المنتظم للأيونات التي تدخل في تركيبها.
- الماء العسر، وكيفية التعامل معه.
- النيتروجين مكوّن أساسي للغلاف الجوي.
- ذوبان غاز ثاني أكسيد الكربون في الماء، واستخدامه في صنع الكثير من المشروبات الغازية.
- استخدام أيون الأمونيوم الموجود في كبريتات الأمونيوم في صناعة الأسمدة للمحاصيل الزراعية والنباتات المنزلية.

الأهداف المهارية

أتوقع أن يكتسب الطالب المهارات التالية:

- يستنتج العلاقة بين الترتيبات الإلكترونية للعناصر، والرابطة الكيميائية التي تحدث بينها.
- يكتب الترتيب الإلكتروني النقطي للذرات.
- يستنتج تكوين الكاتيونات من الفلزات، والأنيونات من اللافلزات.
- يطبِّق قاعدة الثمانية.
- يكتب الترتيبات الإلكترونية للكاتيونات والأنيونات.
- يفسِّر التوصيل الكهربائي للمركّبات الأيونية في الحالة المنصهرة، وفي المحاليل المائية.
- يجري التجارب لتبيان المحاليل التي تحتوي على أيونات توصل التيار الكهربائي.
- يستخدم الترتيبات الإلكترونية النقطية لتوضيح الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية.
- يكتب أمثلة عن الرابطة التساهمية التناسقية.
- يكتب الصيغ البنائية.
- يقوم ببحوث وتقصي، ويستثمر النتائج في فهم المعارف العلمية.

الأهداف الوجدانية

يجب أن يكتسب الطالب:

1. **الاتجاهات التالية:**

- الاتجاه نحو توخي الدقة في حلّ مشكلة ما على أساس مفهومها العلمي.
- الاتجاه نحو إجراء التجارب لتوضيح بعض القوانين العلمية وإثباتها.

2. **الميول العلمية المناسبة التالية:**

- الميل إلى وضع خرائط للمفاهيم توضح مفاهيم الوحدة.
- الميل إلى تخصيص ملف يجمع فيه الطالب الأبحاث والدراسات التي قام بها خلال دراسته لهذه الوحدة.

3. **أوجه التقدير التالية:**

- تقدير الأهمية الاقتصادية لبعض المواد، وتأثيراتها على الصحة العامة والبيئة.
- تقدير الجهود المبذولة لترشيد استغلال الثروات الطبيعية.
- تقدير جهود العلماء عامةً، وعلماء الكيمياء خاصة، وإسهاماتهم.

الروابط الأيونية والمركّبات الأيونية

دروس الفصل

الدرس الأول: الترتيب الإلكتروني في الرابطة الأيونية

الدرس الثاني: الرابطة الأيونية

تعرّف الطالب في الوحدة الأولى مفهوم الذرة ومكوناتها، وتكونت لديه معرفة بالعديد من المفاهيم والمصطلحات المرتبطة بها، كترتيب الإلكترونات في الذرات.

في هذا الفصل، سوف يدرس الطالب خصائص المركّبات الأيونية وعلاقاتها بروابطها من خلال دراسته للترتيب الإلكتروني في الرابطة الأيونية. وسيتعرف كيفية تكوين هذه الرابطة ومفاهيم علمية جديدة مرتبطة بها، مثل عدد التناسق.

سينفذ الطلاب في هذا الفصل تجربتين عمليتين تعزز فهمهم للروابط:

- محاليل تحتوي على أيونات.
- تحليل الأنيونات والكاتيونات.

استخدام الصورة الافتتاحية للفصل

اعرض على الطلاب شكل بلورة كلوريد الصوديوم مستخدمًا المسلاط الضوئي.

اطلب إليهم أن يلاحظوا انتظام ترتيب الأيونات في البلورة، واسألهم:

- لماذا تمتلك المركّبات الأيونية درجات انصهار عالية؟

[تتجاذب الأيونات مختلفة الشحنة بقوة لتكوّن رابطة قوية]

اطلب اليهم أن يسمّوا بعض استخدامات المركّبات الأيونية

[حماية الأسنان من التسوس باستعمال أيونات الفلوريد، إضافة الفلوريد إلى مياه الشرب...]

خلفية علمية

البلورات

تتأثر الكثير من خصائص المواد ببنيتها البلّورية. يمكن دراسة هذه البنية عن طريق مجموعة من تقنيات علم البلّورات، مثل أشعة إكس البلورية.

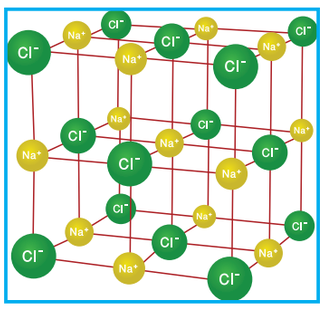
تختلف أحجام البلّورات المفردة في المواد الصلبة البلّورية وفقًا لنوع المادة والظروف التي شُكِّلت فيها. معظم المواد البلورية التي نراها في الحياة اليومية هي مواد متعددة البلورات، ومجهرية، وبالتالي لا يمكن رؤيتها بالعين المجردة. إلّا أن بعض البلورات المفردة التي يمكن رؤيتها بالعين المجرّدة، يمكن إنتاجها طبيعيًّا أو صناعيًّا، مثل الماس.

تشوب البلّورات عيوب في الانتظام المثالي، وهذه العيوب هي التي تحدد، بشكل حاسم، الكثير من الخواص الكهربائية والميكانيكية للمواد التي نشاهدها.

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 الأيونات 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 الأيونيّة

الأهداف:

- يستخدم الجدول الدوري لاستنتاج عدد إلكترونات التكافؤ في الذرة ويرسم ترتيبها الإلكتروني النقطي.
- يصف تكوين الكاتيونات من الفلزات، والأنيونات من اللافلزات.

الأدوات المستعملة: المسلاط الضوئي (جهاز العرض العلوي)، أقلام ملوّنة، عينات لمركّبات أيونية وتساهمية، نماذج ذرات

صفحات التلميذ: من ص 66 إلى ص 73

عدد الحصص: 2

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

اطلب إلى الطلاب تفحص الصورة الافتتاحية (شكل 37)، وناقش معهم كيف أن العناصر النشطة والسامة، كفلز الصوديوم وغاز الكلور، يمكنها الاتحاد ببعضها (التفاعل مع بعضها) لتكوّن ملح الطعام غير الضار. ثم وجه إليهم السؤال التالي:

- ما خصائص ذرات الصوديوم والكلور التي تسمح لها بتكوين المركّب الثابت كلوريد الصوديوم، والذي يعرف أيضًا بملح الطعام؟

[تفقد ذرات الصوديوم إلكترونًا بسهولة، ويمكن أن تكتسب ذرات الكلور إلكترونًا بسهولة. يمكن ارتباط الأيونات الناتجة ببعضها نتيجة اختلاف شحنتها الكهربائية].

ذكّر الطلاب أن NaCl هو مثال لمركّب أيوني، إذ تحتوي بلورة كلوريد الصوديوم على عدد متساوٍ من كاتيونات Na^+، وأنيونات Cl^-.

2.1 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

لتقييم المعلومات السابقة لدى الطلاب حول موضوع الترتيبات الإلكترونية للذرات، وجِّه الأسئلة التالية:

- كيف رتَّب مندليف العناصر في الجدول الدوري؟

[تمَّ ترتيبُ العناصر في أعمدة أو مجموعات تبعًا لتشابهها في الخواص الكيميائية].

- اذكر بعض الأمثلة لمركّبات أيونية شائعة.

[اجعل أحد الطلاب المتطوعين يقوم بكتابة قائمة على السبورة].

- أيُّ المجموعات في الجدول الدوري تحتوي على معظم العناصر التي توجد في هذه المركّبات الشائعة؟

[مجموعات 1A و 2A، و3A و 7A].

- ما النموذج الواضح في هذه التجمعات لهذه المركّبات الأيونية؟

[تتكوّن المركّبات الأيونية، بوجه عام، من عناصر على اليسار (فلزات)، وعلى أقصى اليمين (لافلزات) من الجدول الدوري].

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 للترسبيات 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؟

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؟

66

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

2. علِّم وطبّق

1.2 مناقشة

بعد كتابة الترتيبات الإلكترونية النقطية للعناصر، وجه الأسئلة التالية:

- ما دلالة الإلكترونات التي تمثل بالنقط؟

[هي إلكترونات تكافؤ].

- كيف توضع إلكترونات التكافؤ؟

[متناسقة حول الذرة لتوضيح الوضع في الأفلاك طبقًا لقواعد الازدواج].

- لماذا لا توضَع الإلكترونات اللاتكافئية؟

[لأنها ثابتة ومستقرة، وليس من السهل أن تُفقَد لتكوّن أيونات، وهي لا تُستخدم بصفة عامة في تكوين الروابط الكيميائية].

إجابة عن السؤال المذكور ص 67 في سطر 21 تحت عنوان «إلكترونات التكافؤ بحسب المجموعة»

[2] و [3]

إجابة عن السؤال المذكور ص 67 في سطر 25 تحت عنوان «إلكترونات التكافؤ بحسب المجموعة»

[لأن الهيليوم يحتوي على إلكترونين فقط في المستوى الرئيسي الأوّل].

إجابة عن السؤال المذكور ص 67 في سطر 35 تحت عنوان «الترتيبات الإلكترونية النقطية»

[7]

إجابة عن السؤال المذكور ص 69 في سطر 15 تحت عنوان «تطبيق قاعدة الثمانية»

[يملك كل من كاتيون الصوديوم وذرة النيون ثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة الأعلى].

2.2 نشاط

اطلب إلى الطلاب تحديد عدد الإلكترونات، وعدد إلكترونات التكافؤ في عنصرٍ يتم اختياره عشوائيًّا من (جدول 10). ذكِّر الطلاب أن عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة أي عنصر مثالي هو نفسه رقم المجموعة التي يوجد فيها العنصر.

3.2 ممارسة التفكير النقدي

اطلب إلى الطلاب تحديد دقة هذه العبارة: «ينشأ عن جميع الأيونات الثابتة للعناصر ترتيبات إلكترونية متساوية في عدد الإلكترونات، مع الغازات النبيلة» **[في معظم الأحوال، تكون هذه العبارة صحيحة، ولكن هناك بعض الاستثناءات مستعينًا بعنصر Cu(I) كمثال. اشرح أنه لا يمكن تطبيق الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل بصفة عامة على العناصر التي تفقد أو تكتسب عددًا كبيرًا من الإلكترونات].**

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 مملوء 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.

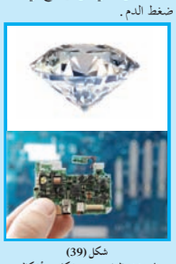
الترتيبات الإلكترونية النقطية Electron Dot Structures هي الأشكال التي توضّح إلكترونات التكافؤ في صورة نقاط. يوضّح الجدول (10) الترتيبات الإلكترونية النقطية لذرّات بعض عناصر المجموعات A. لاحظ في الجدول أنّ جميع عناصر المجموعة الواحدة (باستثناء الهيليوم) لها عدد النقاط الإلكترونية نفسه في الترتيب الخاصّ بكلّ عنصر. كم عدد النقاط الإلكترونية التي توجد في عنصر البور 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 Mg^{2+}، Ca^{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، فيُستخدم لصنع الرقائق الإلكترونية.

Period (الدورة)	Group (المجموعة)							
	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1	H·							He:
2	Li·	·Be·	·B·	·Ċ·	·Ṅ·	·Ȯ·	:F̈·	:N̈e:
3	Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	·P̈·	:S̈·	:C̈l·	:Är:
4	K·	·Ca·	·Ga·	·Ge·	·As·	:S̈e·	:B̈r·	:K̈r:

جدول (10)
الترتيبات الإلكترونية النقطية لبعض عناصر المجموعات A

2. الترتيبات 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 الخاص 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 التالي الأقلّ طاقة. تميل ذرّات بعض عناصر اللافلزّات إلى اكتساب أو تشاطر 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 ماساشوستس، 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 الحرارية 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)

4.2 استخدام وسيلة مرئية

اعرض الشكل (41) مستخدمًا مسلاطًا ضوئيًّا. أشِر إلى أن التأثير التبادلي بين الذرات، والذي ينتج عنه ترابط، يتضمَّن فقط الإلكترونات الخارجية للذرات، بينما لا تشارك الإلكترونات الداخلية في الترابط. استخدم القلم الملوّن لرسم دوائر على الإلكترونات الخارجية لذرة الصوديوم في الشكل (41)، وذكّر الطلاب أن الإلكترونات الخارجية تسمى إلكترونات التكافؤ. استخدم أقلامًا بألوان مختلفة لرسم دوائر على الإلكترونات الثمانية (قاعدة الثمانية) في مستوى الطاقة الأعلى لكاتيون الصوديوم. وارسم دوائر على الإلكترونات الثمانية (قاعدة الثمانية) المتطابقة مع النيون لتوضيح التشابه في الترتيبات الإلكترونية. اطلب إلى الطلاب رسم شكل تخطيطي مماثل للكالسيوم.

5.2 مناقشة

من إحدى الطرق لتحديد عدد إلكترونات التكافؤ في ذرةٍ ما، هي النظر إلى الترتيب الإلكتروني للذرة.

اشرح أن أيَّ إلكترون خارج تشكيل الغاز النبيل، أو التشكيل الشاذ للغاز النبيل، يسمى إلكترون تكافؤ.

استخدم (الشكلين 41 و 43)، ووضِّح للطلاب عدة أمثلة تبيِّن كيف أن الذرات المختلفة للعناصر الممثلة تكوّن أيونات، وتصل إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل. أظهر التشكيل الثابت وإلكترونات التكافؤ في رسم المثال الذي تشرحه للطلاب.

بعد ذلك، وضّح للطلاب كيف أن ذرات الفلزات الانتقالية يمكن أن تكتسب أو تفقد الكثير من الإلكترونات لتبلغ الترتيب الإلكتروني الثابت للغاز النبيل. على سبيل المثال، تفقد ذرات كل من Ag، Zn، وGa عددًا من الإلكترونات قدرها 1، 2، 3 على التوالي لتكوّن التشكيل الشاذ للترتيب الإلكتروني. اذْكُر أنه ليس هناك ذرة تستطيع أن تفقد إلكترونًا ما لم تكن هناك ذرة أخرى قادرة على استقبال هذا الإلكترون.

ضَعْ قطع من المغنيسيوم، الخارصين، النحاس على سطح جاف في المختبر لتوضِّح للطلاب أن الفلزات لا تتفكك تلقائيًّا لتكوين كاتيونات الفلز.

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: $_{11}Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow Na^+: 1s^2 2s^2 2p^6$ (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: $_{10}Ne: 1s^2 2s^2 2p^6$ (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).

6.2 نشاط

اطلب إلى الطلاب كتابة معادلات مشابهة لتلك المكتوبة تحت عنوان «الترتيبات الإلكترونية للأنيونات» موضِّحًا تكوّن كاتيونات الفلز من ذرات الفلز. يجب على الطلاب إيضاح الترتيبات الإلكترونية النقطية لذرة الفلز، ولكاتيون الفلز المتكوّن منه. بالإضافة إلى ذلك، يمكنك أن تطلب إلى الطلاب كتابة الترتيبات الإلكترونية لذرة الفلز والكاتيون.

الكيمياء والتكنولوجيا

الكلور عبارة عن غاز أخضر ونشط كيميائيًّا، وهو من العناصر الأكثر منفعةً واستخدامًا في تصنيع المنتجات الكيميائية، مثل الورق والبلاستيك وغاز التبريد والأدوية. إضافةً إلى ذلك، يستخدم الكلور في تنقية مياه الشرب. في دولة الكويت، يضاف الكلور إلى مياه الشرب لقتل الكائنات الحية المجهرية المختلفة، والمتضمنة كائنات تحمل الأمراض، مثل الكوليرا وحمّى التيفوئيد. ولكن تشوب هذا الغاز المفيد جدًّا عيوب، ما يدفع الكثير من الكيميائيين الى البحث عن بديل له.

وجد الباحثون أن الكلور يتفاعل مع المواد العضوية الموجودة في المياه التي تمت تنقيتها لإنتاج مركّبات تحتوي على الكلور، مثل الكلور أسيتونيتريل. ووجدوا أيضًا أن هذا المركّب يسبّب التهابًا في الجهاز الهضمي من خلال الأبحاث التي أجريت على الحيوانات في المختبرات البيطرية. وكبديل للكلور، بدأت بعض البلاد بتنقية المياه باستخدام الأوزون الذي يقتل الكائنات المجهرية، والذي تبيّن أنه أكثر كفاءة من الكلور.

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

ذرة 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) (Ferrous) Fe^{2+}، وفي الحالة الثانية يتكوّن كاتيون حديديك أو حديد (III) (Ferric) Fe^{3+} (شكل 42).

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 $4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10}$ ويضمّ 18 إلكترونًا في مستوى الطاقة الخارجي (n = 4) وجميع الأفلاك الذرّية فيه ممتلئة. هو ترتيب مفضّل نسبيًّا في المركّبات الفضّية.

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

(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

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.

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

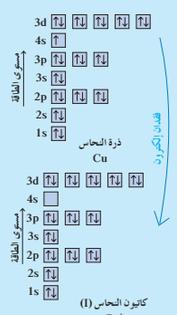
يحتوي أنيون الكلوريد على ثمانية إلكترونات في أعلى غلاف طاقة له، كما هو موضّح في الشكل (44)، ويصبح الترتيب الإلكتروني لهذا الأنيون مماثلًا للترتيب الإلكتروني لغاز الأرجون.

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

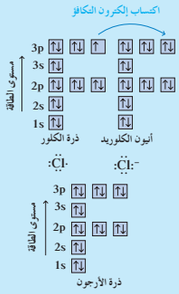
يمكن أن تُستخدم أشكال الترتيبات الإلكترونية في كتابة معادلة توضّح تكوّن أنيون الكلوريد من ذرّة الكلور. قارن أشكال الترتيبات الإلكترونية الموضّحة في المعادلة التالية بما يقابلها من الترتيبات الإلكترونية النقطية.

$$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}\cdot + e^- \xrightarrow[(Cl^-)]{\text{اكتساب إلكترون تكافؤ واحد}} :\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Cl}}:^-$$

ذرّة الكلور — أنيون الكلوريد



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



شكل (44)
تستطيع ذرة 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 لمعاني الإلكترونات.

3. قيّم وتوسّع

3.1 تقييم استيعاب الطلاب الدرس

اطلب إلى الطلاب مراجعة الجدول الدوري لتقيّم معلوماتهم حول تكوين العناصر للأنيونات والكاتيونات. اسألهم: هل يمكن تواجد الأيونات التالية؟ ولماذا؟

H^- **[نعم، لأنه متساوٍ في الإلكترونات مع He].**

H^+ **[نعم، ولكن من دون إلكترونات، وليست هناك مقارنة مع ترتيب الغاز النبيل].**

Sr^{2+} **[نعم، لأنه متساوٍ في الإلكترونات مع Kr].**

Al^{3+} **[نعم، لأنه متساوٍ في الإلكترونات مع Ne].**

Xe^- **[لا، لا يمكن تكوين أيونات بسهولة بسبب الترتيب الإلكتروني الثابت والمستقر].**

Zn^{6-} **[لا. هو متساوٍ في الإلكترونات مع Kr، لكن تتطلّب عملية التكوين اكتساب الكثير من الإلكترونات].**

Zn^{2+} **[نعم. بالرغم من كونه غير متساوٍ في الإلكترونات مع الغاز النبيل، إلّا أنه يملك الترتيب الإلكتروني الكاذب للغاز النبيل بعدد 18 إلكترونًا تملأ مستويات الطاقة الخارجية $3s^2 3p^6 3d^{10}$].**

إجابة عن السؤال المذكور ص 72 في سطر 1 تحت عنوان «الترتيبات الإلكترونية للأنيونات»

[تمثل كل نقطة في الترتيب الإلكتروني النقطي إلكترونًا في غلاف التكافؤ].

إجابة عن السؤال المذكور ص 72 في سطر 19 تحت عنوان «الترتيبات الإلكترونية للأنيونات»

[2]

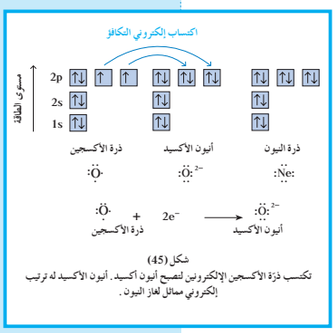
3.2 إعادة التعليم

اختر مجموعات من الجدول الدوري بترتيب عشوائي، واسأل الطلاب أن يتوقّعوا الأيونات المشتركة التي يمكن أن تتكوّن من عناصر كل مجموعة. لاحظ أن التوقّع يكون سهلًا إلى حدٍّ ما في ما يتعلّق بالمجموعات التي في أقصى اليسار، أو أقصى اليمين للجدول، ويكون أكثر صعوبة في ما يتعلّق بالمجموعات التي تقع في وسط الجدول، والتي لها الأفلاك d و f الممتلئة جزئيًّا.

لكي توضّح تأثير الأفلاك d الممتلئة جزئيًّا، قارن ألوان أيونات عناصر الدورة الرابعة: Ca^{2+} عديم اللون وCr^{3+} الأحمر – البنفسجي، Co^{2+} الأحمر الوردي الغامق، وCu^{2+} الأزرق، Ni^{2+} الأخضر وFe^{2+} الأخضر الشاحب، Fe^{3+} الأحمر، وZn^{2+} عديم اللون. لاحظ أنّ العنصرين عديمي اللون هما الكالسيوم الذي لا يحتوي على إلكترونات في الفلك d، والخارصين الذي يكون فيه الفلك d ممتلئًا بالكامل.

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 أيونات 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 والكتيونات المعروفة. كم عدد الإلكترونات التي يجب أن تكتسبها ذرّة الكبريت لتكوّن أيون الكبريتيد S^{2-}؟



شكل (45)
تكتسب ذرّة الأكسجين الإلكترونين لتصبح أيون أكسيد. أيون 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 الأيونات والكاتيونات المعروفة

خلفية علمية

طبيعة الرابطة الأيونية

عندما تتفاعل العناصر الفلزية مع العناصر اللافلزية لإنتاج المركّبات الأيونية، تترتب الكاتيونات والأنيونات الناتجة عن التفاعل بحيث تزيد في قوى التجاذب بين الأيونات المختلفة في الشحنة، وتقلل من قوى التنافر بين الأيونات المتشابهة. ففي كلوريد الصوديوم وفي المركّبات الشبيهة به من ناحية الشكل، تحيط كاتيونات الصوديوم بأنيونات الكلوريد، كما تحيط أنيونات الكلوريد بكاتيونات الصوديوم الموجبة على نحو يضمن أن يحاط كل أيون بستة أيونات مخالفة له في الشحنة. وينتج عن هذا ما يسمى بالشبكة البلّورية. ويطلق على طاقة التجاذب بين الأيونات في المركّب الأيوني اسم طاقة الرابطة الأيونية.

إجابات أسئلة الدرس 1 – 1

1. يساوي رقم المجموعة عدد إلكترونات التكافؤ للعناصر المثالية.
2. من الأسهل أن يفقد الفلز إلكترونات، ومن الأسهل للافلزات أن تكتسب إلكترونات لتصل إلى الترتيبات الإلكترونية الخاصة بالغاز النبيل.
3. **(أ)** 1
   (ب) 4
   (جـ) 2
   (د) 6
4. **(أ)** $K\bullet$
   (ب) $\bullet\dot{\underset{\bullet}{\overset{\bullet}{C}}}\bullet$
   (جـ) $\bullet Mg\bullet$
   (د) $:\ddot{\underset{\bullet}{\overset{\bullet}{O}}}\bullet$
5. Cu^{+}: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
   Cd^{2+}: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10}$
6. **(أ)** فقدان 2
   (ب) اكتساب 1
   (جـ) فقدان 3
   (د) اكتساب 2

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 والكبريتيتات

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

يتفاعل ثاني أكسيد الكبريت مع الماء ليكوّن أنيونات الكبريتيت SO_3^{2-}. ويمكن تسمية ثاني أكسيد الكبريت والمخلوط الناتج من هذه الأنيونات بالكبريتيتات. وبصورة خاصّة، الكبريتيتات هي مواد فعّالة في حماية الفاكهة الجافّة وعصير الفاكهة من التلف، كذلك رشّ الخس والمحاصيل الأخرى بالماء المحتوي على تركيزات منخفضة من الكبريتيتات تحفظها من تحوّلها إلى اللون البني. ولقد كان استخدام الكبريتيتات 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 الكبريتيتات أزمات في التنفّس للمرضى المصابين بالأمراض الصدرية (مثل الربو). لذلك، فإنّ استخدام الكبريتيتات في الوقت الحاضر غير مستحبّ.

الدرس 1-2

الرابطة الأيونية

الأهداف:

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

الأدوات المستعملة: نماذج ذرات، عينات متبلّرة لمركّبات أيونية، داتا شو، أفلام تعليمية توضح الشبيكات البلّورية للمركّبات الأيونية

صفحات التلميذ: من ص 74 إلى ص 80

صفحات الأنشطة: من ص 25 إلى ص 28

عدد الحصص: 4

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الإفتتاحية للدرس

اطلب إلى الطلاب تفحّص خام الفلوريت الموضَّح في الصورة الافتتاحية، وناقش معهم الطرق التي يمكن أن يتفاعل بها كل من Ca^{2+} و F^- لتكوين التركيب البلّوري المنتظم للفلوريت، ثم وجه إليهم السؤال التالي:

- ما خاصية الروابط بين ذرات البلورة التي تجعلها صلبة للغاية وهشَّة؟

[البلورة صلبة لأنها تتماسك مع بعضها في نظام مجسّم محدّد وثلاثي الأبعاد ناتج عن التأثير المتبادل للتجاذب القوي النسبي بين الأنيونات والكاتيونات، والذي يصاحبه تقلُّص للتنافر الناتج عن الأيونات المتماثلة في الشحنة إلى الحد الأدنى. البلورة هشّة لأن التجاذبات المتبادلة بين الأيونات متعاكسة الشحنة، وتترتب بصورة دقيقة داخل الترتيب البلوري. فإذا حدث أي اضطراب لهذا الترتيب نتيجة تعرض البلورة للطرق (بالمطرقة مثلًا)، ترغم قوة التنافر بين الأيونات، التي لها الشحنة نفسها، البلورة على التفكك، وتصبح سهلة الانكسار.

2.1 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

لتقييم المعلومات السابقة لدى الطلاب حول الروابط الأيونية والبلورات، وجِّه الأسئلة التالية:

- ما هي الرابطة الأيونية؟

[هي تجاذب متبادل بين الأيونات المختلفة في الشحنة].

الدرس 1-2 الرابطة الأيونية
Ionic Bond

الأهداف العامة

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

شكل (46)
بلورة فلوريت

يتواجد الفلوريت طبيعيًا 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 الأيونات والكاتيونات شحنات متضادّة وتنجذب إلى بعضها بقوى إلكتروستاتيكية. قوى التجاذب التي تربط هذه الأيونات المختلفة في الشحنة تسمّى بالروابط الأيونية Ionic Bonds. أمّا المركّبات المكوّنة من مجموعات متعادلة كهربائيًا 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 للأيونات، أي أنّ عدد الشحنات الموجبة يجب أن يساوي عدد الشحنات السالبة.

74

- ما الفرق بين الأيون متعدّد الذرية، والأيون أحادي الذرية؟

[الأيون أحادي الذرية هو أيون يتكوّن من ذرة واحدة، أما الأيون متعدّد الذرية فهو وحدة ثابتة تتألّف من ذرتين أو أكثر مترابطتين بإحكام، وتحمل شحنة].

- لماذا تختلف أشكال بلّورات المركّبات الأيونية المتباينة؟

[يتغيّر الشكل مع تغيّر عدد التناسق وقوّة الرابطة الموجودة بين أيونات تلك العناصر].

إجابة عن السؤال المذكور في الشكل (47)

[تحتوي كل ذرة ألمنيوم على ثلاثة إلكترونات تكافؤ يمكن فقدانها. ويمكن أن تكتسب كل ذرة من الذرات الثلاث للبروم إلكترون تكافؤ واحدًا].

3.1 نشاط

قُمْ بتكبير البلّورات في المختبر. لقد اعتاد الطلاب رؤية المركّبات الأيونية على شكل مسحوق محبب. عند توفّر الظروف والعوامل المناسبة، يمكن استخدام المحاليل المائية للأملاح الأيونية لتكوين بلّورات كبيرة، ويمكن التعامل معها، وفحصها بالعين المجردة. على سبيل المثال، عند توفّر الظروف والعوامل الملائمة، سوف يكوّن NaCl منشورات مستطيلة جميلة.

اطلب إلى الطلاب تحضير محاليل مشبعة من أملاح غير ضارة، مثل $CsCl$، $MgCl_2$، KCl، $NaCl$ ذات درجة نقاء ونوعية عالية الجودة. مُدَّهم في أطباق تستخدم لعملية التبلور (جفنات زجاجية أو ما يشابهها) يُحفظ فيها جزء من المحلول المشبع عدة أيام لتنمو البلورات إلى الحجم الكامل، ويمكن للطلاب مراقبة البلورات يوميًا. سوف يختلف معدل التبلور تبعًا لنوع المركّبات. وبمجرد تكوّن البلورات، يجب أن يقدّر الطلاب كيف أن الترتيب المنظم للأيونات على المستوى المجهري قد يؤدي إلى درجة مؤثرة من التماثل على المستوى العياني (أي الذي يُرى بالعين المجردة).

ورشة عمل

قسّم الطلاب إلى مجموعات حيث تختار كل مجموعة قسمًا مختلفًا من المركّبات الأيونية للبحث فيه والكتابة عنه. على سبيل المثال، يمكن لمجموعة أن تعمل مع الأكاسيد في حين تعمل المجموعة الأخرى مع الكبريتيدات. في البداية، على كل طالب أن يعمل بمفرده لاكتشاف المعلومات، مثل أين تتواجد المركّبات في الطبيعة، وكيف يمكن إنتاجها، وخواصها الطبيعية والكيميائية، واستخداماتها الهامة. وفي النهاية، يمكن للطلاب في كل مجموعة أن يتشاركوا المعلومات لتحضير تقرير يعرض في الفصل بأكمله.

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 أحاديًا واحدًا 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.

$$Na^{\bullet} + \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \longrightarrow Na^+ \; :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:^-$$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ $\quad$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

$1s^2 2s^2 2p^6$ ثمانية $\quad$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ثمانية

$_{10}Ne$ $\quad$ $_{18}Ar$

$1s^2 2s^2 2p^6$ ثمانية $\quad$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ثمانية

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 إضافيًا. 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.

$$Al + 3\,\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Br}}: \longrightarrow Al^{3+} \; 3\,:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Br}}:^-$$

شكل (47)
يتحد فلز الألمنيوم مع لافلز البروم لتكوين المركّب الصلب الأيوني بروميد الألمنيوم. لماذا تتحد 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 ($_8O$) $\quad$ (ب) المغنيسيوم ($_{12}Mg$) والنيتروجين ($_7N$)

طريقة التفكير في الحلّ

1. **حلّل: صمّم خطّة استراتيجية لحلّ السؤال.**
يجب كتابة التراتيب 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 $K\cdot$ و $\cdot\ddot{O}:$
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.

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

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 $\dot{N}:\cdot$ و $\dot{M}g$
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.

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

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.

2. علّم وطبّق

1.2 مناقشة

اشرح أن تكوين الكاتيونات والأنيونات السالبة هي عمليات متزامنة، يعتمد بعضها على بعض. يتشكل المركّب الأيوني نتيجة انتقال إلكترونات من مجموعة ذرات إلى أخرى، وهو يتكوّن بالكامل من أيونات.

2.2 نشاط

مرِّر بلورات من مركّبات أيونية مختلفة الأنواع موضوعة في زجاجة ساعة، واطلب إلى الطلاب تفحص البلورات بواسطة عدسات تكبير وكتابة ملاحظاتهم. ثمّ اكتب قائمة بملاحظاتهم هذه، وناقشهم في ضوء التركيبات الشبكية الأيونية الداخلية.

3.2 نشاط

اطلب إلى الطلاب كتابة صيغ لمركّبات أيونية تتكوّن من أزواج مختارة عشوائيًّا من الكاتيونات والأنيونات، وتتضمن بالإضافة إلى ذلك كاتيونات وأنيونات مركّبة، مثل:

S^{2-} و K^{+} $[K_2S]$

HCO_3^{-} و Ca^{2+} $[Ca(HCO_3)_2]$

الكيمياء والبيئة

وضِّح أن صدأ الحديد هو تكوين المركّب الأيوني أكسيد الحديد من فلز الحديد وغاز الأكسجين، وناقش صيغة الصدأ، مشيرًا إلى أن Fe^{3+} هو الكاتيون الثابت لـ Fe (يجب أن يعلم الطلاب أن O^{2-} هو الأنيون الثابت لـ O، وبالتالي، فإن أكسيد الحديد هو Fe_2O_3).

غالبًا ما تستطيع جميع الفلزات أن تتفاعل مع الأكسجين لتكوّن أكاسيد الفلز. اسأل الطلاب عن اسم المركّب الأيوني الذي يتكوّن من صدأ فلز الألمنيوم [أكسيد الألمنيوم Al_2O_3]، وأشِر إلى أن العلب المصنوعة من الألمنيوم، الموجود تحت هذه الطبقة، تحدث له عملية تآكل أخرى، ولهذا فلا يمكن للأكسجين والماء أن يخترقا هذه الطبقة المغلفة. هذا هو السبب في أن العلب المصنوعة من الألمنيوم تأخذ وقتًا طويلًا لكي تنكسر.

إجابة عن السؤال المذكور في الشكل (49)

[6 أنيونات Cl^{-} تحيط كل كاتيون صوديوم.

8 أنيونات Cl^{-} تحيط كل كاتيون سيزيوم].

شكل (48)
بعض أشكال البلّورات الصلبة

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، تُرتّب 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

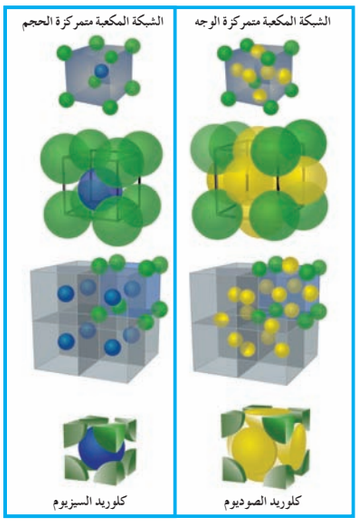
Coordination Number

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، وأثبتت 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.

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 بلورات 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؟

4.2 أفكار تعليمية مفيدة

يجد الطلاب في هذا الجزء ملخصًا لأوصاف الجزيئات التي سيتعرفونها خلال دراستهم. تأكد من أن الطلاب قد فهموا بوضوح أنه ليس هناك وصف أكثر أهمية من الآخرين. فلكل وصف هدف محدد، ويمدنا كل من ترتيب الجزيء وشكله بمعلومات مهمة. راجع الترتيبات الموضحة للميثان والماء والبيوتان، وسمّ تراتيب مماثلة لجزيئات أخرى، مثل Cl_2، أو CO_2 مشيرًا إلى أن ترتيب لويس الإلكتروني النقطي، وترتيب الرابطة الخطي، والترتيب الإسفيني للرابطة هي مجموعة مع بعضها، لأنها متماثلة إلى حدّ كبير. يختلف الترتيب الإلكتروني النقطي للويس عن ترتيب الرابطة الخطي فقط من حيث استخدامهما للنقط، أو الخطوط الصغيرة.

ويختلف الترتيب الإسفيني للرابطة عن ترتيب الرابطة الخطي من حيث الخطوط الكثيفة التي تعطي الجزيء شكله. على الرغم من أن نموذج التعبئة للمجسم هو النموذج الفعلي للذرة، إلّا أن نموذج الكرة والعصا سوف يساعد الطلاب على تصور الجزيئات بشكل ثلاثي الأبعاد. شجّع الطلاب على اختيار جزيء وتحضير مخطط مماثل لما هو موضّح في الكيمياء الرياضية في كتاب الطالب. اطلب إليهم بناء نموذج للكرة والعصا، وكذلك نموذج التعبئة المجسم باستخدام كرات من الفوم أو وسائل إيضاح أخرى.

أجر النشاط (محاليل تحتوي على أيونات) في هذه المرحلة من الدرس، وانظر إلى إجابات الأسئلة في كتاب الأنشطة ص 23.

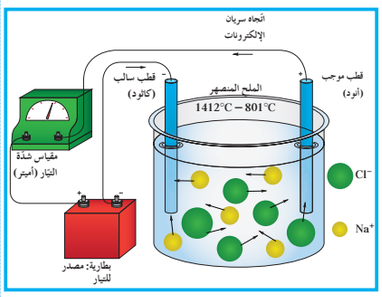
5.2 نشاط

استخدم كرات من الفوم وخلال الأسنان لصنع نماذج عن وحدة الخلايا لعدة مركّبات أيونية، مشيرًا إلى عدد التناسق للأيونات في كل خلية، ومُشدِّدًا على أن البنية البلورية تعتمد على كل من الحجم الذري والشحنة.

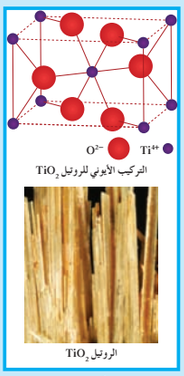
2.2 توصيل التيّار الكهربائي

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 يُطبّق 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، تتحرك أيونات الصوديوم والكلوريد بحرية في الملح المنصهر. عند تطبيق جهد كهربائي، تتحرك كاتيونات الصوديوم نحو القطب السالب (الكاثود)، في حين تتحرك أنيونات الكلوريد نحو القطب الموجب (الأنود).



شكل (50)
يعتمد شكل البلّورة على تركيب وحدة الخلية الخاصّة بها. تكوّن 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 الأشعة السينية، وذلك عن طريق توجيه الأشعة السينية التي لها طول موجة معروف نحو البلّورة، وتسجيل حيودها على فيلم فوتوغرافي. بالإضافة إلى ذلك، يتمّ قياس الزوايا التي تنعكس الأشعة 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.

6.2 استخدام وسيلة مرئية

اطلب إلى الطلاب تفحص الشكل (49) CsCl وNaCl، وناقش معهم كيف أن الشكل البلوري الكلي، كما نراه بالعين المجرَّدة، ينتمي إلى ترتيب الأيونات في وحدة الخلايا، ووضِّح لهم لماذا تختلف البنية البلورية لكل من CsCl وNaCl.

[بما أن كاتيون Cs^+ أكبر من كاتيون Na^+، لذلك سوف يختلف ترتيب هذه الكاتيونات مع أنيون Cl^-].

3. قيِّم وتوسَّع

3.1 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

أعطِ الطلاب أسماء مركّبات أيونية، واطلب إليهم أن يحدّدوا الكاتيون والأنيون، ونسبة الكاتيونات إلى الأنيونات في كل منها.

3.2 إعادة التعليم

أكّد أن الصلب الأيوني هو مجموعة من الأيونات المستقلة، وليس هناك ربط للجسيمات المفردة لتكوين جزيء. ينتمي كل أيون إلى أقرب الأيونات المتجاورة كما ينتمي لأي أيون آخر. يتم الترتيب في البلورة الأيونية، وذلك بأن يحيط بكل أيون أيونات مغايرة في الشحنة. وينتج عن الجذب بين الشحنات الموجبة والسالبة قوة ترابط قوية نسبيًّا.

إجابات أسئلة الدرس 1 – 2

1. تتميز الروابط الأيونية بالتجاذب بين الشحنات المختلفة المتكوّنة خلال الانتقال الإلكتروني.
2. توصل المركّبات الأيونية الكهرباء عندما تُصهر، أو عندما تكون في المحلول المائي لأن أيوناتها تكون حرة الحركة.
3. (أ) K_2S (ب) CaO
   (جـ) Na_2SO_4 (د) $AlPO_4$
4. (أ) KNO_3 (ب) $BaCl_2$
   (جـ) $MgSO_4$ (د) Li_2O
   (هـ) $(NH_4)_2CO_3$ (و) $Ca_3(PO_4)_2$
5. (جـ)، (د)

مراجعة الدرس 1-2

1. ما مميّزات المركّبات الأيونية؟
2. اشرح لماذا تستطيع المركّبات الأيونية 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 ($_{11}Na$)

الفصل الثاني

الرابطة التساهمية

دروس الفصل

الدرس الأول: الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية

الدرس الثاني: الرابطة التساهمية التناسقية

تعرّف الطالب في الفصل الأول الروابط الأيونية وكيفية تكوينها، وخصائص المركّبات الأيونية.
في هذا الفصل، سوف يدرس الطالب خصائص المركّبات التساهمية وعلاقاتها بروابطها، من خلال دراسته للترتيب الإلكتروني في الرابطة التساهمية، وكيفية تكوّن هذه الرابطة. وَسيتعرف مفاهيم علمية جديدة ترتبط بالرابطة التساهمية، مثل أزواج الإلكترونات غير المشاركة.

اطلب إلى الطلاب تفحص صورة الكتل الثلجية الرقيقة الموجودة في افتتاحية هذا الفصل، مشيرًا إلى أن التماثل الملحوظ في الكتل الثلجية الرقيقة يوضح الترتيب المنظم لجزيئات الماء في الحالة الصلبة. يؤثر نوع الترابط بين ذرات الهيدروجين والأكسجين في جزيء الماء على الطريقة التي تترتب بها جزيئات الماء في الحالات الصلبة والسائلة.

الفصل الثاني

الرابطة التساهمية
Covalent Bond

دروس الفصل
الدرس الأوّل
• الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية
الدرس الثاني
• الرابطة التساهمية التناسقية

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 بناء 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.

81

خلفية علمية

الرابطة التساهمية التناسقية

هي أحد أنواع الروابط التساهمية وتحدث بين ذرتين، حيث تقوم إحداهما بمنح زوج من الإلكترونات الحرة غير المشاركة في تكوين الرابطة إلى الذرة الأخرى، أو الأيون، أو الجزيء.
كيفية تكوّن الرابطة التساهمية التناسقية:

- تتكون الرابطة بين ذرتين، إحداهما لديها زوج أو أكثر من الأزواج الحرة، والأخرى لديها نقص في الإلكترونات.
- الذرة التي تمنح الزوج الإلكتروني تسمّى الذرة المانحة، ولذلك تحمل شحنة موجبة.
- الذرة التي تتلقى الزوج الإلكتروني تسمّى الذرة المستقبلة، ولذلك تحمل شحنة سالبة.
- يُرمَز إلى الرابطة التناسقية بسهمٍ يتّجه من الذرة المانحة إلى الذرة المستقبلة.

الدرس 2-1

الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية

الأهداف:

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

الأدوات المستعملة: المسلاط الضوئي (جهاز العرض العلوي)، نماذج ذرات، أفلام تعليمية توضح بعض استخدامات العناصر والمركّبات التساهمية

صفحات التلميذ: من ص 82 إلى ص 90

عدد الحصص: 3

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

اطلب إلى الطلاب قراءة الفقرة الافتتاحية للدرس، واسترجاع معلوماتهم حول تكوّن الروابط الأيونية. ثم اكتب معادلة التفاعل بين Na و Cl موضحًا انتقال الإلكترونات وتكوّن الأيونات. ساعد الطلاب على إدراك الفروقات الكبيرة في السالبية الكهربائية بين الذرات التي تساعد في تكوين الروابط الأيونية.

أشِر إلى أنه، على أي حال، لا توجد فروقات في السالبية الكهربائية بين ذرات الكثير من الجزيئات، مثل الهيدروجين H_2 والكلور Cl_2. اكتب الترتيب الإلكتروني النقطي لذرتي كلور، ثم وجِّه الأسئلة التالية:

هل هناك طريقة أخرى لتكوّن ذرتان رابطة كيميائية من دون أن تعطيا إلكترونًا؟

[يمكن للذرات أن تتشارك الإلكترونات بين نواة كل منها. وضِّح تكوّن الرابطة بين ذرتي الكلور Cl : Cl].

كيف تتشابه الروابط في جزيئات الأكسجين العادي مع تلك الموجودة في جزيئات الأوزون؟

[ترتبط الذرات في جزيء O_2 وجزيء O_3 ببعضها من خلال مشاركة الإلكترونات بين الذرات].

2.1 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

اطلب الى الطلاب مراجعة تعريف السالبية الكهربائية **[ميل الذرة الى جذب الإلكترونات من ذرة أخرى]** والميل الدوري (التدرج) في السالبية الكهربائية **[يزيد من اليسار إلى اليمين، وينقص كلما تحركنا أسفل المجموعة].**

الدرس 2-1

الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية

Single , Double and Triple Covalent Bond

الأهداف العامة

- يستخدم الترتيبات الإلكترونية النقطية لتوضيح الروابط التساهمية الأحادية والثنائية 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. 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).

82

2. علّم وطّبق

إجابة عن السؤال المذكور في الشكل (54)

[تتقاسم المركّبات التساهمية أزواج إلكترونات]

1.2 مناقشة

استخدام جزيء الهيدروجين لتمثيل طبيعة المشاركة للرابطة التساهمية. ذكّر الطلاب أن الذرات ترتبط ببعضها لتصل إلى أكثر الحالات استقرارًا، وهي التي يكون فيها الغلاف الخارجي ممتلئًا، كما هي حال الغازات النبيلة غير النشيطة. لا يحدث انتقال الإلكترونات بين ذرات الهيدروجين، فيمكن لأي عامل أن يحدّد أيًّا من ذرات الهيدروجين يعطي إلكترونًا، وأيًّا منها يستقبله. على أي حال، إذا تشاركت الذرات إلكتروناتها، يمكن أن يصل كل منها إلى الترتيب الثابت لذرة الهيليوم. استخدم السبورة أو المسلاط الضوئي لتوضيح الطرق المختلفة التي يمكن أن تمثل الترابط في جزيء الهيدروجين كالصيغة الجزيئية، الصيغة البنائية، الترتيب الإلكتروني النقطي والشكل التخطيطي للأفلاك، موضحًا انطباق أفلاك 1s، ثم قدّم قاعدة الثمانية، وكرّر التمرين مستخدمًا جزيء الكلور.

إجابة السؤال المذكور ص 84 في سطر 16 تحت عنوان «تطبيق قاعدة الثمانية»

[H_2]

إجابة عن السؤال المذكور في الشكل (55)

[2]

2.2 مناقشة

لتعزيز فهم الطلاب للترابط التساهمي، راجع أوّلًا الصيغ الجزيئية والبنائية والترتيب الإلكتروني النقطي والأفلاك لجزيئات كل من الفلور والأمونيا. وإذا كان من الممكن، فاعرض نماذج مادية طبيعية.

يمكنك بعد ذلك طرح الصيغ لجزيء الميثان كمثال آخر لتوضيح إثارة الإلكترون الذي يسمح لذرة الكربون بتكوين أربعة روابط أحادية تساهمية، وأشر إلى أن العناصر الموجودة في مجموعتي (3) و(4) تثار فيها الإلكترونات لزيادة سعة ترابطهما. على سبيل المثال، فإن لإلكترونات عنصر البورون الترتيب الإلكتروني التالي: $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$. وعلى أساس هذا الترتيب، يجب على الطلاب أن يستنتجوا أن البورون يكوّن رابطة تساهمية واحدة فقط. مع ذلك، فإن إثارة إلكترون واحد من الغلاف 2s للفلك 2p يسمح بتكوين ثلاثة روابط. تدعم هذه الإثارة صيغ المركّبات التي يكوّنها عنصر البورون مع الهالوجينات BCl_3 أكثر من BCl.

هذه الشكوك صائبة، فمثل هذه المركّبات (H_2O و HCl) 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 لُعبة 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**.

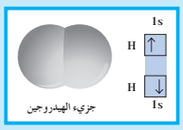
1.1 تكوين الرابطة التساهمية الأحادية

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، يمثّل 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 الإلكتروني الرابطة في جزيء الهيدروجين من الأفلاك الذرية 1s لذرّات الهيدروجين. كم عدد الإلكترونات التي تشارك فيها ذرّات الهيدروجين؟

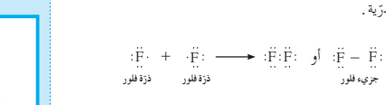
على النقيض من ذلك، تتواجد جزيئات الهيدروجين المنفردة فعليًّا في الحالة الغازية، ويحتوي كلّ جزيء على ذرّتي هيدروجين مترابطتين معًا برابطة تساهمية. على ذلك، فإنّ الصيغة الجزيئية لجزيء الهيدروجين هي H_2. تعكس الصيغة الصحيحة للمركّبات الجزيئية العدد الحقيقي للذرّات في كلّ جزيء، وليس من الضروري أن تكون الأعداد 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

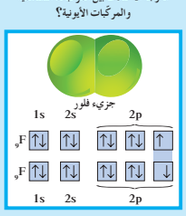
ترتبط ذرّات العناصر اللافلزية في المجموعات 4A و 5A و 6A و 7A من الجدول الدوري بعضها بعضًا، فتتكوّن روابط تساهمية. وقد لخّص العالم الكيميائي جيلبرت لويس هذا الاتّجاه في صياغته لقاعدة الثمانية الخاصّة بالرابطة التساهمية، وهي: **تحدث المساهمة بالإلكترونات إذا اكتسبت الذرّات المشاركة في تكوين الرابطة التساهمية 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 الذرية 2p لذرّات الفلور. ما عدد الإلكترونات المطلوبة لتكوين رابطة تساهمية أحادية في جزيء الفلور؟

3.2 نشاط

اطلب إلى الطلاب أن يكتبوا ترتيبات لويس الإلكترونية النقطية لكل عنصر في الدورة الثانية من الجدول الدوري:

Li، Be، B، C، N، O، F، ثم وجه إليهم الأسئلة التالية:

هل تستطيع أن تتوقّع عدد الروابط التي سوف تكوّنها كل ذرة من هذه الذرات لكي تصل إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل؟

[1، 2، 3، 4، 3، 2، 1]

هل يستطيع الليثيوم أن يكوّن رابطة تساهمية ويصل إلى حالة الثبات؟

[كلّا]

أيٌّ من العناصر يستطيع أن يكوّن روابط تساهمية، ويصل إلى حالة الثبات؟

[F, O, N, C]

هل يستطيع الفلور أن يكوّن رابطة أيونية؟

[نعم]

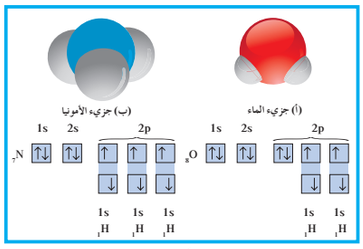
هل يحتوي جزيء النيتروجين ثنائي الذرية N_2 على روابط أيونية أو/ أم روابط تساهمية؟

[تساهمية]

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.

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

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.

$$3H\cdot + :\dot{N}\cdot \longrightarrow :\ddot{N}:H \quad \text{أو} \quad :N-H$$

ثلاث ذرّات هيدروجين — ذرّة نيتروجين — جزيء الأمونيا

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. **حلّل: 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.**

$$H\cdot + \cdot\ddot{Cl}: \longrightarrow H:\ddot{Cl}:$$

ذرّة الهيدروجين — ذرّة الكلور — جزيء كلوريد الهيدروجين

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.

4.2 مناقشة

استخدم ترتيب لويس الإلكتروني النقطي لجزيء النيتروجين لتقديم مناقشة حول الروابط التساهمية المتعددة، واسأل الطلاب أن يوضّحوا كيف أن ترتيب النيتروجين ثنائي الذرية يتطابق مع قاعدة الثمانية. واطلب إليهم أيضًا أن يقارنوا بين الترابط في الأمونيا وغاز النيتروجين، ثم قدم جزيء الأكسجين كمثال، واسأل الطلاب أن يكتبوا الترتيب الذي يتماشى مع قاعدة الثمانية ويتَّبعها، ثم وجه السؤال التالي:

- لماذا لا يكوِّن الأكسجين رابطة ثلاثية؟

[يحتاج الأكسجين إلى إلكترونين فقط لكي يصل إلى الترتيب الإلكتروني المستقر].

فسِّر تخمينات الطلاب حول ترتيب جزيء الأكسجين بأنه ليس هو الترتيب المدعوم بالأدلة والتجارب المخبرية. جزيئات الأكسجين الفعلية هي واحدة من الحالات التي تشذ عن قاعدة الثمانية، لأنها تحتوي على إلكترونات غير مزدوجة (غير متعاكسة المغزل). اطلب إلى الطلاب محاولة كتابة ترتيب لويس ووضع الرسم التخطيطي للفلك لثاني أكسيد الكربون، ثم وجه السؤال التالي:

- ما أنواع الروابط التي يكوِّنها الكربون مع الأكسجين في هذه الحالة؟

[رابطتان تساهميتان ثنائيتان].

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 سيُستعان 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.**

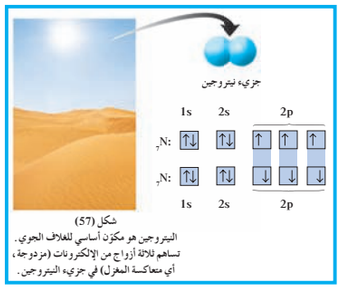
يُعتبر الأكسجين O_2 مثالًا على جزيء يحوي رابطة تساهمية ثنائية وفقًا لقاعدة الثمانية. تحتوي كلّ ذرّة أكسجين في الجزيء على ستّة إلكترونات، ولكي تكمل ثمانية إلكترونات في غلاف تكافئها، فإنّها تساهم بزوج من إلكتروناتها مع ذرّة أكسجين أخرى. تساهم هذه الأخيرة بدورها بزوج من إلكتروناتها لتكمل عدد الثمانية (أي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

$$:\dot{\underset{\text{ذرة أكسجين}}{\ddot{O}}}: + :\dot{\underset{\text{ذرة أكسجين}}{\ddot{O}}}: \longrightarrow :\ddot{O}::\ddot{O}: \quad \text{أو} \quad \underset{\text{جزيء الأكسجين}}{:\ddot{O}=\ddot{O}:}$$

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 اكتسابها لتصل إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل النيون؟

$$:\dot{\underset{\text{ذرة نيتروجين}}{N}}\cdot + \cdot\dot{\underset{\text{ذرة نيتروجين}}{N}}: \longrightarrow :N::N: \quad \text{أو} \quad \underset{\text{جزيء نيتروجين}}{:N\equiv N:}$$



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

لاحظ أن الكربون يمكن أن يكوّن روابط أحادية وثنائية وثلاثية. وعلى أي حال، فإن القيود الهندسية تمنع أي ذرة من تكوين رابطة رباعية. اطلب إلى الطلاب رسم أشكال لسيانيد الهيدروجين HCN والفورمالدهيد H_2CO ثمّ وجه السؤال التالي: ما نوع الروابط التي يكوّنها الكربون في كل من هذه الجزيئات؟

[رابطة تساهمية أحادية واحدة ورابطة تساهمية ثلاثية واحدة في HCN، ورابطتان أحاديّتان ورابطة ثنائية في H_2CO]

إذا أمكن، قدّم أمثلة مادية لكل مركّب تمت مناقشته.

ممارسة التفكير النقدي

على الرغم من احتواء الغلاف الجوي على 80% من غاز النيتروجين، إلا أنه من المدهش والغريب وجود مركبات نيتروجينية قليلة. ما التفسير الذي يمكن أن تتصوره وتضعه لتوضيح عدم فعّاليّة النيتروجين ونشاطه، أو بمعنى آخر لماذا يكون النيتروجين غير فعّال ونشطًا؟

[يجب أن تكون الرابطة الثلاثية قوية جدًّا، وتمنع النيتروجين من التفاعل تحت الظروف العادية].

إجابة عن السؤال المذكور ص 90 في سطر 21 تحت عنوان «الروابط التساهمية الثنائية والثلاثية»

[3]

3. قيّم وتوسع

1.3 مناقشة

وضّح أن الشمس تُنتج أشعة فوق بنفسجية UV ويمكن تقسيمها كالتالي: UV–C (أطوال موجية من 200 إلى 290 نانومترًا) و UV–B (من 290 إلى 320 نانومترًا) و UV–A (من 320 إلى 400 نانومتر). ولكي تكون المستحضرات الخاصة بحماية الجلد من أشعة الشمس مؤثرة، يجب أن تحجز أنواع إشعاعات الأشعة فوق البنفسجية. وجّه السؤال التالي:

كيف يعمل كريم حماية الجلد من أشعة الشمس؟

[يمكن أن يعمل الكريم فيزيائيًّا أو كيميائيًّا عن طريق تفرّق الأشعة فوق البنفسجية وانعكاسها.]

اسأل الطلاب عن المواد التي قد سمعوا بأنها تقوم بالعمل السابق (ثاني أكسيد التيتانيوم وأكسيد الخارصين). وتعمل هذه الكريمات كيميائيًّا عن طريق امتصاص الأشعة فوق البنفسجية بدلًا من عكسها أو نثرها، ثم وجّه السؤال التالي:

أيّ من المواد الكيميائية تكون مسؤولة عن امتصاص الأشعة فوق البنفسجية؟

[أحضر عدد نوعين من كريمات حماية الجلد من أشعة الشمس، وساعد الطلاب على تعرُّف المواد التي تمتص الأشعة فوق البنفسجية وتحديدها. وضّح أن جميع المواد الكيميائية تحتوي على روابط عديدة تمتص ضوء الأشعة فوق البنفسجية قبل أن تتمكن من الوصول إلى الجلد].

اسأل الطلاب عن التحذيرات الأخرى التي يجب مراعاتها للحماية من الأشعة فوق البنفسجية.

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).

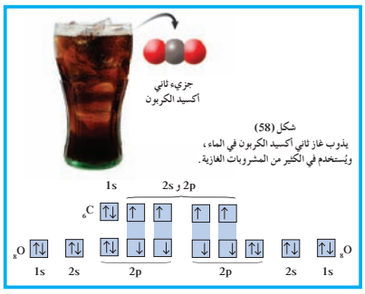
الاسم	الصيغة الكيميائية	الترتيب	الخواص والاستخدامات
الفلور	F_2	$:\ddot{F}-\ddot{F}:$	غاز فعّال وسامّ لونه أصفر مخضرّ. تضاف مركّبات هالوجين الفلور إلى ماء الشرب وإلى معجون الأسنان للمحافظة على صحة الأسنان.
الكلور	Cl_2	$:\ddot{Cl}-\ddot{Cl}:$	غاز فعّال وسامّ لونه أخضر مصفرّ. يستخدم هالوجين الكلور في الاستخدامات 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 الذرة

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.

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

ذرّة كربون — ذرّتا أكسجين — جزيء ثاني أكسيد الكربون



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

مراجعة الدرس 2-1

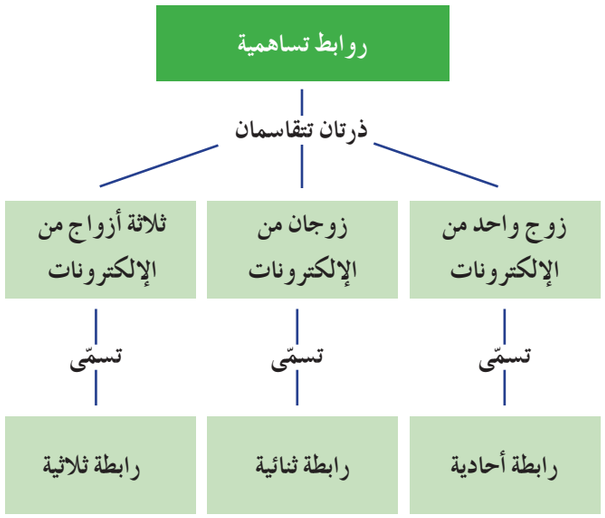
1. كيف تُمثّل كلّ من الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية في الترتيبات الإلكترونية النقطية؟
2. ما المعلومات التي توضّحها الصيغة البنائية للمركّب الذي تُمثّله؟

[إذا كان من الممكن تجنّب التعرض لأشعة الشمس في الفترة ما بين 10 صباحًا والثانية بعد الظهر، حيث تبلغ الأشعة ذروتها].

ذكّر الطلاب أن السُّحُب يمكنها ترشيح الأشعة تحت الحمراء، ولكنها لا تحجز الأشعة فوق البنفسجية. ويمكن مناقشة مواضيع أخرى، مثل انعكاس الإشعاع عن الأسطح، كالثلج، الماء، الرمل، الزيادة في التعرض مع الارتفاع والقرب من خط الاستواء.

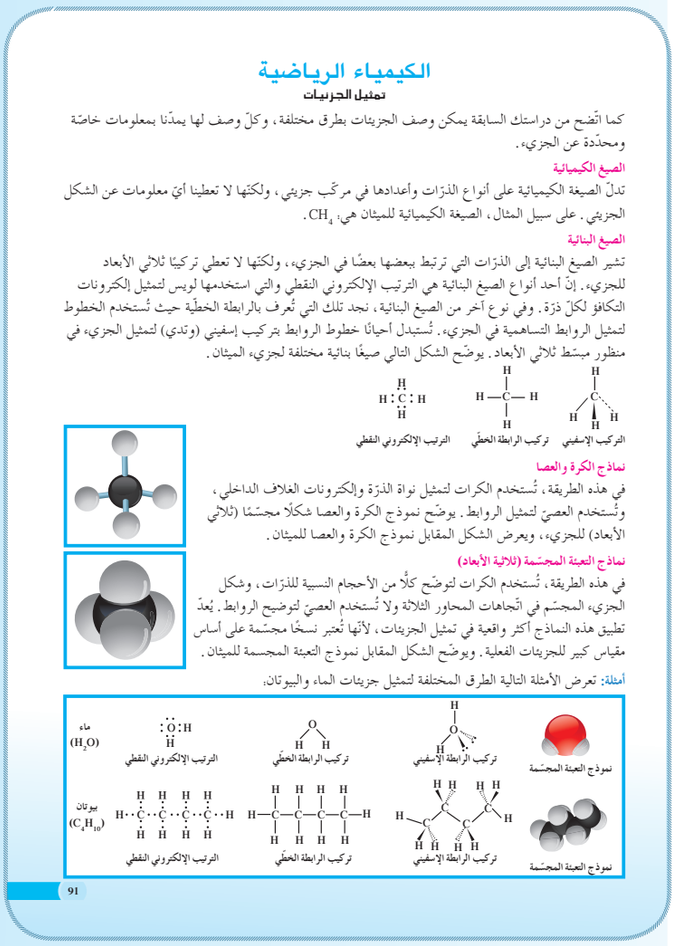
2.3 إعادة التعليم

استخدم خريطة المفاهيم لتؤكد العلاقة بين عدد الإلكترونات المزدوجة وعدد الروابط التساهمية في الجزيء، واطلب إلى الطلاب أن يقترحوا الكلمات التي تربط المفاهيم التالية: روابط تساهمية، رابطة أحادية، رابطة ثنائية.



إجابات أسئلة الدرس 2 – 1

1. تمثَّل الرابطة الأحادية بنقطتين أو بخط واحد بين الذرتين. وتمثَّل الرابطة الثنائية بأربع نقاط أو بخطين بين الذرات، والرابطة الثلاثية بست نقاط أو بثلاثة خطوط بين الذرات.
2. توضَّح الصيغة للمركب: عدد الذرّات وترتيبها في الجزيء.



الكيمياء الرياضية

تمثيل الجزيئات

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 بعضها 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.

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

الأهداف:
- يستخدم الترتيبات الإلكترونية لتوضيح الروابط التساهمية التناسقية.

الأدوات المستعملة: نماذج ذرّات

صفحات التلميذ: من ص 92 إلى ص 95

عدد الحصص: 1

1. قدِّم وحفِّز

1.1 مناقشة

تعتبر الرابطة التساهمية التناسقية استثناء، إذ تشذ عن القاعدة التي تنص على أن الترابط التساهمي يحدث بين الأفلاك نصف الممتلئة. في هذه الحالة، توجد ذرة واحدة لها فلك فارغ، والذرة الأخرى لها فلك ممتلئ، ولكن غير مشارك في رابطة كيميائية. لاحظ أن الترابط لا يزال يتضمن زوجًا واحدًا فقط من الإلكترونات، وزوجًا واحدًا فقط من الأفلاك.

2. علِّم وطبِّق

1.2 مناقشة

اطلب إلى الطلاب أن يقارنوا صيغ لويس النقطية للأمونيا NH_3 ولأيون الهيدروجين H^+. **[بالنسبة إلى الأمونيا، يوجد زوج من الإلكترونات غير مشارك في رابطة كيميائية. أمّا بالنسبة إلى أيون الهيدروجين، فلا توجد إلكترونات لتكوين رابطة].** ثم يوجّه السؤال التالي:

كيف يمكنك تفسير وجود كاتيون الأمونيوم NH_4^+؟

[يجب أن يتداخل الفلك الفارغ لأيون الهيدروجين H^+ مع الفلك الممتلئ للأمونيا. تنجذب الإلكترونات من الأمونيا إلى كلّ من نواة النيتروجين ونواة الهيدروجين، وتتكوّن الرابطة عندما تنجذب الإلكترونات إلى النواتين في الوقت نفسه. يسمى هذا النوع من الرابطة بـ «الرابطة التساهمية التناسقية»].

اطلب الى الطلاب أوّلًا أن يفسروا الترابط بـ CO_2 أولًا، ثم بـ CO باستخدام الرابطة التساهمية التناسقية.

إجابة عن السؤال المذكور في الشكل (59)

[الأكسجين]

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:

$$\dot{C}\cdot + \cdot\ddot{O}: \longrightarrow :C::O:$$

ذرة كربون — ذرة أكسجين

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.

$$:C::\ddot{O}: \longrightarrow :C::O:$$

جزيء أول اكسيد الكربون

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 رابطتين تساهميتين ورابطة تساهمية تناسقية واحدة هي $:C::O:$.

جزيء أول اكسيد الكربون

شكل (59)
في الرابطة التساهمية التناسقية يتمّ اقتسام 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؟

2.2 مناقشة

وجه السؤال التالي:

كيف يختلف تكوين الرابطة التساهمية التناسقية عن الرابطة التساهمية؟

[في الرابطة التساهمية، تعطي كل ذرة إلكترونًا واحدًا (أي تشارك بإلكترون واحد) وفي الرابطة التساهمية التناسقية، فإن كلًّا من الإلكترونين مصدرهما الذرة نفسها (أي أن ذرة واحدة هي التي تعطي زوج إلكترونات الرابطة)].

3.2 مناقشة

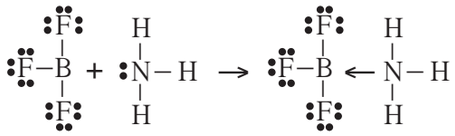
يمكن للطلاب أن يستنتجوا خطأ أن الذرات التي تكوّن الأيونات عديدة الذرات ترتبط ببعضها أيونيًّا، لأن الأيونات عديدة الذرات مشحونة. على الرغم من ذلك، تحتوي معظم الكاتيونات والأنيونات عديدة الذرية على روابط تساهمية، وروابط تساهمية تناسقية.

3. قيّم وتوسّع

1.3 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

اطلب إلى الطلاب كتابة صيغة تركيب لويس الإلكترونية النقطية للمركّب المكون بين NH_3 و BF_3. اسأل الطلاب أن يشرحوا كيف تكونت الرابطة التناسقية بينهما.

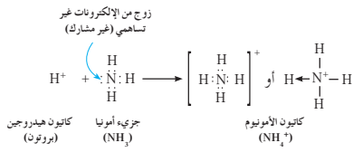
[تصل ذرة البورون إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل إذا منحت ذرة النيتروجين في NH_3 زوجين من الإلكترونات غير المشاركة].



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)

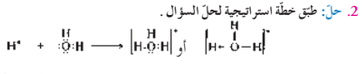
يحتوي كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+ المتعدّد الذرّات على رابطة تساهمية تناسقية ويتكوّن عندما ينجذب كاتيون الهيدروجين ذو الشحنة الموجبة إلى زوج الإلكترونات غير التساهمي في جزيء الماء. اكتب الترتيب الإلكتروني النقطي لكاتيون الهيدرونيوم.

طريقة التفكير في الحلّ

1. **حلّل: 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. ملوّث رئيسي للهواء ويوجد في دخان السجائر وعوادم السيارات.
ثاني أكسيد الكربون	CO_2	$:\ddot{O}=C=\ddot{O}:$	غاز عديم اللون. مكوّن طبيعي من مكوّنات الهواء وينطلق أثناء عمليات التنفس وهو أساسي لنموّ النبات.
الماء	H_2O	$H-\ddot{O}-H$	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	$:O=\ddot{S}-\ddot{O}:$ $:O=S(-\ddot{O}:)-\ddot{O}:$	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	$H-\ddot{I}:$	

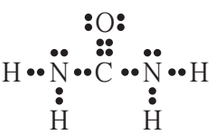
جدول (13)
بعض المركّبات التساهمية الشائعة

2.3 إعادة التعليم

استخدم ملخصًا للرابطة التناسقية مع التأكيد على أن هذه الرابطة هي نوع من الروابط التساهمية، وشدد على مفهوم الذرة المانحة للإلكترونات، وعلى مفهوم الذرة المستقبلة للإلكترونات.

إجابات أسئلة الدرس 2 – 2

.1



.2

$:_{8}O$

$:_{17}Cl$

$:_{1}H$

$:_{7}N$

$:_{13}Al$

$:_{16}S$

ترتبط الذرّات في الأيونات المتعدّدة الذرّات بروابط تساهمية، ويمكنك كتابة الترتيبات الإلكترونية النقطية لهذه الأيونات. توضّح الشحنة السالبة للأيون متعدّد الذرّات عدد الإلكترونات المضافة إلى إلكترونات تكافؤ الذرّات الموجودة في الأيون. وحيث إنّ الأيون 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:
$CO(NH_2)_2$ يوريا
2. اكتب الترتيب الإلكتروني النقطي لكلّ من الذرّات التالية:
$_{8}O$، $_{17}Cl$، $_{1}H$، $_{7}N$، $_{13}Al$، $_{16}S$

الكيمياء في خدمة المجتمع

العلاقة بين المواد 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 بالانقسامٍ 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

الملخص

وجِّه الأسئلة التالية لمساعدة الطلاب على تلخيص المعلومات التي تحتوي عليها الوحدة:

◄ ما المعلومة التي يمدنا بها الترتيب الإلكتروني النقطي؟

[عدد إلكترونات التكافؤ حول الذرة]

◄ ما الترتيب الإلكتروني الثابت لأيون الفلز في معظم الحالات؟

[الترتيب الإلكتروني الثابت في معظم الأحوال هو الذي يميز بقاعدة الثمانية لإلكترونات التكافؤ، والترتيب متساوٍ مع عدد إلكترونات الغاز النبيل].

◄ لماذا يوصل كلوريد الصوديوم الذائب في الماء الكهرباء؟

[ينكسر المركب الأيوني في الماء إلى أيونات Na^+ وCl^-، ويكون كل منهما حرًّا ليتحرك في المحلول].

إضافة

اطلب إلى الطلاب إجراء بحث حول مركَّب أيوني، ورسم البنية البلورية للذرات الخاصة به. وإذا كان من المتاح، فاقترح صنع نموذج للترتيب الذري للمركّب الأيوني، وعرضه للفصل، ووصف خصائصه.

اكتب المصطلحات التالية على السبورة: الروابط التساهمية، الروابط التساهمية التناسقية، واطلب إلى الطلاب كتابة أمثلة عن مركَّبات مع التركيبات الجزيئية لكل مصطلح.

مراجعة الوحدة الثانية

المصطلحات العلمية

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

ملخص لمفاهيم الأجزاء التي جاءت في الوحدة

(1 – 1) الترتيب الإلكتروني في الرابطة الأيونية

- ترتبط الذرّات في المركّبات بعضها 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 يُطبَّق 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.

إجابات عن أسئلة الوحدة

تطبيقات على مفاهيم الأجزاء التي جاءت في الوحدة

1. الإلكترون الموجود في أعلى مستوى طاقة مشغول.
2. فلور F، كلور Cl، بروم Br، اليود I
المجموعة 7A: سبعة إلكترونات تكافؤ.
3. (أ) 7، 5A
(ب) 3، 1A
(جـ) 15، 5A
(د) 56، 2A
4. (أ) $\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}\cdot$
(ب) $\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{S}}\cdot$
(جـ) $\cdot Al\cdot$
(د) $Li\cdot$
5. مستوى طاقتها الخارجية المشغولة ممتلئة بالإلكترونات.
6. (أ) 2
(ب) 3
(جـ) 1
(د) 2
7. (أ) Al^{3+}
(ب) Li^{+}
(جـ) Ba^{2+}
(د) K^{+}
(هـ) Ca^{2+}
(و) Sr^{2+}
8. (أ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^3$
(ب) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^4$
(جـ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$
9. تكتسب معظم اللافلزات إلكترونًا أو إلكترونين أو ثلاثة إلكترونات لتصل إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل وذلك لأن لها سالبية كهربائية وميل إلكتروني وجهد تأين مرتفعة.
10. (أ) S^{2-}
(ب) Na^{+}
(جـ) F^{-}
(د) P^{3-}
11. (أ) 3
(ب) 2
(جـ) 1
(د) 3
12. (أ) Br^{-}
(ب) H^{-}
(جـ) As^{3-}
(د) Se^{2-}
13. جميعها $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$، وجميعها لها الترتيب الإلكتروني نفسه للنيون.

أسئلة مراجعة الوحدة 2

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) الألمنيوم $_{13}Al$ (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، وعلّل 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 كهربائيًا.
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.

98

14. الشحنات الموجبة للكاتيونات تساوي الشحنات السالبة للأنيونات.
15. (أ) و(ب) و(د)
16. (أ) K^{+}، Cl^{-}
(ب) Ba^{2+}، SO_4^{2-}
(جـ) Mg^{2+}، Br^{-}
(د) Li^{+}، CO_3^{2-}
17. لا، يعتمد تغليف الأيونات (البنية البلورية) في الترتيب البلوري على عدد من العوامل تتضمن الأحجام النسبية للأيونات. يمكن أن يختلف عدد تناسق عنصر من مركّب إلى آخر.
18. نظرًا لتركيبها الشبكي الناتج عن التجاذبات والتنافرات، والذي يكون تركيبًا صلبًا.
19. تكون الأيونات حرة الحركة في مصهور $MgCl_2$.
20. يحتوي النيون على ثمانية إلكترونات تكافؤ (قاعدة الثمانية) وتصل ذرة الكلور إلى قاعدة الثمانية عبر المساهمة بإلكترون مع ذرة كلور أخرى.

21. (أ) أيوني
(ب) أيوني
(جـ) تساهمي
(د) تساهمي

22. تعتمد الروابط الأيونية على الجذب الإلكتروستاتيكي بين الأيونات، في حين تعتمد الروابط التساهمية على الجذب الإلكتروستاتيكي بين الإلكترونات المشاركة وأنوية الذرات المرتبطة.

23. تحتوي الرابطة التساهمية الثانية على أربعة إلكترونات مشاركة.
تحتوي الرابطة التساهمية الثلاثية على ستة إلكترونات مشاركة.

24. (أ) $:\ddot{I}:\ddot{I}:$ (ب) $:\ddot{F}:\ddot{F}:$

25. تشارك ذرة واحدة بزوج إلكترونات الرابطة، كما في مثال CO.

26. يوجد زوج إلكترونات غير مشارك في روابط، مثل C – N و C – O، ولا توجد أزواج إلكترونات غير مشاركة في روابط، مثل C–H أو C–C.

إختبر مهاراتك

1. (أ)، (جـ)، (هـ)، (و)

2.

رقم المجموعة	7A	6A	5A	3A	2A	1A
إلكترونات التكافؤ المفقودة أو المكتسبة	1	2	3	3	2	1
الصيغة الأيونية	Br^-	S^{2-}	N^{3-}	Al^{3+}	Ca^{2+}	Na^+

3. (أ) $\cdot\dot{C}\cdot$ (ب) $\cdot Be\cdot$ (جـ) $:\ddot{O}\cdot$
(د) $:\ddot{F}\cdot$ (هـ) $Na\cdot$ (و) $\cdot\ddot{P}\cdot$

4. بالنسبة إلى العناصر المثالية، فإن عدد الإلكترونات في الترتيب الإلكتروني النقطي هو نفسه رقم المجموعة.

5. لأنه عندما يفقد العنصر إلكترونات التكافؤ، يصبح عدد البروتونات الموجبة أكبر من عدد الإلكترونات السالبة.

6. لأنه عندما يكتسب العنصر إلكترونات، يصبح عدد الإلكترونات السالبة أكبر من عدد البروتونات الموجبة.

7. (أ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$
(ب) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$
(جـ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$

8. (أ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
(ب) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
(جـ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
(د) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
جميعها لها الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الأرجون.

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 الذرّة في حين أنّ الكلور $_{17}Cl$ ثنائي الذرّة».
21. صنّف المركّبات التالية بين أيونية وتساهمية:
(أ) $MgCl_2$ (ب) Na_2S (جـ) H_2O (د) H_2S
22. اذكر الفرق بين خصائص الرابطة الأيونية وخصائص 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، والإلكترونات 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. **(أ)** ذرة الأكسجين، ذرة الكبريت، أيون الأكسيد، أيون الكبريتيد.

(ب) أيون الصوديوم، أيون البوتاسيوم، ذرة الصوديوم، ذرة البوتاسيوم.

10. **(أ)** $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

(ب) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

كل منهما يملك الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل.

11. Na^+ وCs^+ يختلفان بدرجة كبيرة في الحجم، Na^+ وCl^- متماثلان في الحجم مع Mn^{2+} وS^{2-}.

12. **(أ)** كاتيون: يفقد إلكترونًا واحدًا.

(ب) كاتيون: يفقد إلكترونًا واحدًا.

(جـ) غير نشط.

(د) كاتيون: يفقد إلكترونين.

(هـ) أنيون: يكتسب إلكترونًا.

13. **(أ)** تزداد النسبة المئوية للخاصية الأيونية كلما ازداد الفرق في السالبيات الكهربائية.

(ب) 1,6

(جـ) (1) 85%

(2) 62%

14. جميع هذه العناصر لا فلزية.

C، H، S، N، F، Cl، I، Br

9. تمثّل الأشكال الكروية في الرسم أدناه الأقطار النسبية للذرّات 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) $_{10}Ne$ ، $_{11}Na^+$ ، $_{12}Mg^{2+}$ ، $_{13}Al^{3+}$

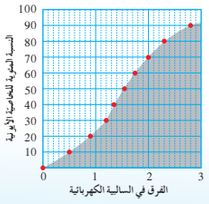
11. اشرح لماذا تختلف الترتيبات البلّورية لكلوريدات الفلزّات القلوية المتشابهة كيميائيًا NaCl و CsCl، في حين تتشابه الترتيبات البلّورية لمركّبات NaCl وMnS المختلفة كيميائيًا.

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 $_3Li$ والأكسجين $_8O$

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. تنفصل الأيونات الكبيرة بسهولة أكبر من الأيونات الأصغر. ولذلك، عندما تتحرك أسفل المجموعة، تقل طاقة الشبيكة.

على غرار ذلك، كلّما ازدادت طاقة الشبيكة كلّما ارتفعت درجة انصهار هاليدات الفلزّات القلوية وانخفضت درجة انحلالها (ذوبانيّتها) في الماء.

مشروع الوحدة

1. يجب أن تختلف خطط المراجعة والجدول، ولكن أسماء الرابطة للصيغ البنائية المعطاة ونوعها هي:

(أ) غاز الهيدروجين، تساهمية

(ب) كلوريد الصوديوم، أيونية

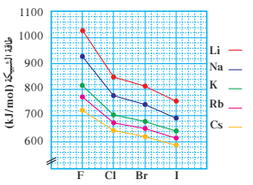
(جـ) يوديد البوتاسيوم، أيونية

(د) الماء، تساهمية

(هـ) ثاني أكسيد الكربون، تساهمية

2. اطلب إلى الطلاب اختيار الإجابة الصحيحة لكل بطاقة، أو تكوين مجموعات مكوّنة من أربعة طلاب لكل مجموعة، وتبدأ مسابقات بينهم مع استخدام بعض وسائل التنبيه، والتشجيع عند اختيار الإجابة الصحيحة.

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 مستعدًا 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.

مخطط الوحدة الثالثة: كيمياء العناصر

الفصل	الدرس	الأهداف	عدد الحصص	معالم الوحدة
1. كيمياء الفلزات	1-1 عناصر القطاع (s)	• وضع قائمة بمصادر الفلزات القلوية وخواصها واستخداماتها ومركباتها. • وصف الفلزات القلوية الأرضية وإعطاء استخدامات لمركّباتها.	4	اكتشف بنفسك: معالجة الفلزات الكيمياء الرياضية : التصنيف
2. كيمياء الفلزات واللافلزات	1-2 عناصر القطاع (p)	• وصف خواصّ فلزّات ولافلزّات القطاع (p) واستخداماتها. • شرح طرق الحصول على فلزّات ولافلزّات القطاع (p) الخاصّة من مركّباتها وخاماتها.	2	
3. الهيدروجين وعناصر الغازات النبيلة	2-1 الهيدروجين وعناصر الغازات النبيلة	• توضيح كيف أنّ الهيدروجين له وضع فريد من بين العناصر. • تفسير لماذا تُعتبر الغازات النبيلة مجموعة مهمّة على الرغم من أنّها غير نشطة كيميائيًّا.	2	علاقة الكيمياء بالوعي البيئي: غاز الرادون
حل أسئلة مراجعة الوحدة			2	
إجمالي عدد الحصص			10	

الوحدة الثالثة

كيمياء العناصر

مكونات الوحدة

الفصل الأول: كيمياء الفلزات واللافلزات

الدرس الأول: عناصر القطاع s

الدرس الثاني: عناصر القطاع p

الفصل الثاني: الهيدروجين والغازات النبيلة

الدرس الأول: الهيدروجين وعناصر الغازات النبيلة

مقدمة

تهدف دراستنا لكيمياء العناصر إلى معرفة الخواص الفيزيائية والكيميائية للفلزات واللافلزات، حيث يشمل المحتوى معظم التفاعلات الكيميائية للفلزات واللافلزات. وسنعالج بعض المواضيع باستخدام بعض المفاهيم الخاصة، مثل فلز قلوي وفلز قلوي أرضي.

تتضمن الوحدة فصلين هما:

- كيمياء الفلزات واللافلزات
- الهيدروجين والغازات النبيلة

في الفصل الأول، سيتعلّم الطالب كيمياء الفلزات واللافلزات من خلال دراسته الخواص الفيزيائية والكيميائية لهذه العناصر، وما يرتبط بها من تطبيقات رياضية وعملية. أما في الفصل الثاني، فسوف يدرس الطالب الهيدروجين وعناصر الغازات النبيلة بدءًا بدراسة الهيدروجين كعنصر خاص في المجموعة 1A، وصولًا إلى دراسة الغازات النبيلة كعناصر غير نشطة كيميائيًّا. وتشمل هذه الوحدة بعض التطبيقات والأمثلة والاستكشافات والتجارب العملية التي تعزز فهم الطالب للمحتوى.

التعليق على الصورة الافتتاحية للوحدة

أشر إلى الصورة الافتتاحية واطلب إلى الطلاب كتابة رموز عناصر قد تعلموها سابقًا في القطاعين s و p.

(القطاع s: H، Li، Na، K، Rb، Cs، Be، Ca، Sr، Ba)

(القطاع p: B، Al، C، N، O، F، Cl، P، S...)

كيف تم تقسيم هذه العناصر؟ **(بحسب ملء تحت المستويات (مستويات الطاقة الفرعية))**

الإجابة عن السؤال في إفتتاحية الوحدة ص 102

[يستخدم الألمنيوم في صناعة كابلات الكهرباء ذات الضغط العالي لقابليته لنقل الطاقة بشكل أفضل من النحاس والحديد، ومقاومته للتآكل عكس الحديد].

اكتشف بنفسك

اطلب إلى الطلاب تنفيذ هذا النشاط ضمن مجموعات، والإجابة عن الأسئلة الموجودة في كتاب الطالب ص 102

تعتمد الخواص الفيزيائية للصلب الكربوني (الفولاذ الكربوني)، والتي تشمل الصلابة والمرونة، على الكميات النسبية للحديد، والكربون وكربيد الحديد. فالكميات الكبيرة من الكربون وكربيد الحديد، التي تتكون بالتسخين والتبريد السريع، تجعل الصلب هشًّا. من ناحية أخرى، فإن التسخين الذي يعقبه تبريد بطيء، ينتج عنه تكون بلّورات كربون تجعل الصلب أكثر مرونة. يجب على الطلاب ملاحظة معالجات التطبع للفلزات التي تم تطبيقها في كل من الخطوة رقم (1) ورقم (2)، والتي تعمل على زيادة ونقص مرونة دبابيس الشعر على التوالي. الدبوس الذي تمت معالجته في الخطوة رقم (3) هو أكثرها مرونة.

الأهداف المرجو اكتسابها بعد دراسة الوحدة الثالثة

الأهداف المعرفية

يجب أن يكون الطالب قادرًا على أن:

1. **يحدِّد المفردات والعبارات الكيميائية التالية:**

الحجر الجيري (كِلْس)، جير حي (أكسيد الكالسيوم)، جير مطفأ، فلز قلوي، فلز قلوي أرضي، هيدروجين، غاز نبيل.

2. **يتعرف على المفاهيم العلمية التالية:**

- خواص الفلزات القلوية (المجموعة 1A في الجدول الدوري)، واستخداماتها ومركباتها ومصادرها.
- تحضير الفلزات القلوية الأرضية (المجموعة 2A في الجدول الدوري) وإعطاء استخدامات لمركباتها.
- خواص استخدامات فلزات ولافلزات القطاع p، وطرق الحصول عليها من مركباتها وخاماتها.
- وضع الهيدروجين المميّز بين عناصر الجدول الدوري.
- تفسير لماذا تعتبر الغازات النبيلة (مجموعة 8A) مهمة على الرغم من أنها غير نشطة كيميائيًا.

3. **يعطي أمثلة عن التطبيقات العملية الحياتية لمفاهيم هذه الوحدة ويفسرها، مثل:**

- تحتوي مياه البحار على حوالى 3% من أملاح فلزات قلوية، وتعتبر مصدرًا لملح الطعام (كلوريد الصوديوم).
- استخدام الصوديوم كمصدر ضوئي في مصابيح بخار الصوديوم، وهيدروكسيد الصوديوم كأحد مكونات المنتجات المنزلية التي تستخدم في تسليك البالوعات من العوائق. كذلك يستخدم مركب هيبوكلوريت الصوديوم NaClO في عملية تبييض الملابس.
- بناء مبنى "تاج محل" الشهير في الهند من الرخام، وهو إحدى صور $CaCO_3$ الطبيعية.
- يدخل المغنيسيوم في تركيب الأسبستوس، وهو يستخدم كمادة عازلة. ويستخدم الألمنيوم في بناء الطائرات لأنه خفيف الوزن، ويتفاعل مع الأكسجين لتكوين طبقة رقيقة واقية لا تتفاعل مع الماء، وبذلك يقاوم أي عمليات تآكل أخرى. في حالة الياقوت الأحمر، يستبدل عدد قليل من أيونات الألمنيوم بأيونات الكروم، أما الياقوت الأزرق فيستبدل فيه عدد ضئيل جدًّا من أيونات الألمنيوم بأيونات الحديد والتيتانيوم، وكلّ من الياقوت الأحمر والأزرق أنواع من الكورندم، وهو إحدى صور خامات أكسيد الألمنيوم.
- استخدام سائل الأمونيا كسماد للأراضي الزراعية.
- استخدام الفوسفور الأبيض (أو الأصفر) في صناعة أعواد الثقاب.
- استخدام الفلور والكربون في تكوين البوليمرات المقاومة للحرارة التي تستخدم في تبطين أواني الطهي لعدم التصاق الطعام.

الأهداف المهارية (النفس حركية)

يجب أن يكتسب الطالب المهارات التالية:

- يكتب خواص الفلزات القلوية والفلزات القلوية الأرضية، واستخداماتها.
- يفسّر حفظ الفلزات القلوية تحت سطح الكيروسين، أو زيت معدني.
- يقارن النشاط الكيميائي لفلزات 2A بفلزات المجموعة 1A.
- يصف خواص عناصر القطاع p وكيفية الحصول عليها من مركباتها وخاماتها.
- يستنتج بعض الظواهر الكيميائية لوصف تحضيرها.
- يجري الأنشطة والتجارب المخبرية لتوضيح معالجة المعادن من حيث صلابتها ومرونتها، ومشاهدة بعض التفاعلات الكيميائية لأيونات الفلزات لتكوين أيونات مركبة، وكذلك التحضير وتعرف الغاز المتصاعد أثناء تحلل فوق أكسيد الهيدروجين.
- يوضّح علاقة دراسة الكيمياء ببعض المشاكل البيئية، مثل الوعي البيئي وغاز الرادون، وكيف تخدم الكيمياء الصناعة.
- يقوم ببحوث وتقصي ويستثمر النتائج في فهم المعارف العلمية.

الأهداف الوجدانية

يجب أن يكتسب الطالب:

1. **الاتجاهات التالية:**

- الاتجاه نحو الدقة في حل مشكلة، أو ظاهرة على أساس مفهومها العلمي.
- الاتجاه نحو إجراء التجارب لتوضيح إثبات بعض الحقائق العلمية.

2. **الميول العلمية المناسبة التالية:**

- الميل إلى وضع خرائط للمفاهيم توضّح مفاهيم الوحدة.
- الميل إلى تخصيص ملف يجمع فيه الطالب الأبحاث والدراسات التي قام بها خلال دراسته لهذه الوحدة.

3. **أوجه التقدير التالية:**

- تقدير الأهمية الاقتصادية لبعض المواد، وتأثيرها على الصحة العامة والبيئة.
- تقدير الجهود المبذولة لترشيد استغلال الثروات الطبيعية.
- تقدير جهود العلماء وإسهاماتهم عامةً وعلماء الكيمياء خاصة.

الفصل الأول

كيمياء الفلزات واللافلزات

دروس الفصل

الدرس الأول: عناصر القطاع s

الدرس الثاني: عناصر القطاع p

لقد تعرّف الطالب الفلزات واللافلزات من خلال دراسته الجدول الدوري، وتكوّنت لديه معرفة حول تقسيمها تبعًا للترتيب الإلكتروني.

وتعرّف أيضًا الفلزات واللافلزات من خلال دراسته الرابطة الأيونية، وتكوّنت لديه معرفة حول طبيعة هذه الرابطة التي تتكون عادة بين فلز ولافلز.

في هذا الفصل، سوف يدرس الطالب الفلزات واللافلزات من خلال خصائصها الكيميائية والفيزيائية. وسيتعرف مفاهيم علمية جديدة ترتبط بالقطاعين s و p.

سينفذ الطلاب في هذا الفصل تجارب عملية تعزز فهمهم:

- للأيونات المركبة.
- لتحلّل فوق أكسيد الهيدروجين.

استخدام الصورة الافتتاحية للفصل

- اعرض على الطلاب الصورة الافتتاحية للفصل من خلال مسلاط ضوئي.
- يدور حوار حول استخدامات الفلزات الموجودة في الصورة في الحياة اليومية.

خلفية علمية

الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات

الفلز (بالإنكليزية: metal، الأصل الإغريقي: ميتالون، ويسمى المعدن في بعض الدول العربيّة). في علم الكيمياء، تعني كلمة العنصر الكيميائي الذي يفقد الإلكترونات ليكوّن كاتيونات وتوجد رابطة فلزية بين ذراته. ويتم وصف الفلزات أيضا على أنها شبكة من الكاتيونات داخل سحابة من الإلكترونات. تقع الفلزات في ثلاث مجموعات للعناصر التي تتميز بتأينها وخواصها. وعند رسم خط مائل من البورون إلى الأستاتين في الجدول الدوري، فإن هذا الخط يفصل الفلزات عن اللافلزات، وتكون العناصر الواقعة على هذا الخط هي أشباه الفلزات. وتكون العناصر التي تقع أسفل يمين الخط هي اللافلزات، وتلك التي تقع أعلى يسار الخط هي الفلزات. تتوفر اللافلزات في الطبيعة أكثر من الفلزات، ولكن الفلزات تكوّن أغلب الجدول الدوري. ومن الفلزات المشهورة نذكر الألمنيوم، النحاس، الذهب، الحديد، الرصاص، الفضة، التيتانيوم، اليورانيوم، الخارصين. تميل الصور الأصلية للفلزات الليّنة لأن تكون لها بريق، قابلة للطرق، وموصلة للكهرباء، بينما تكون اللافلزات، بصفة عامة، هشة (اللافلزات الصلبة) من دون بريق وعازلة.

الدرس 1-1

عناصر القطاع S

الأهداف:

- يعدد قائمة بمصادر الفلزات القلوية، خواصها، استخداماتها، مركّباتها.
- يصف الفلزات القلوية الأرضية، ويعطي استخدامات لمركّباتها.

الأدوات المستعملة: المسلاط الضوئي (جهاز العرض العلوي)، داتا شو، أفلام علمية عن طرق استخلاص وتصنيع بعض المواد والمركّبات التي جاءت في الوحدة الثالثة

صفحات التلميذ: من ص 104 إلى ص 113

عدد الحصص: 2

الفلزات القلوية

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دعِ الطلاب يفحصون الصورة الافتتاحية للدرس، ويقرأون الفقرة التي تتعلّق بها. اطلب إليهم البحث عن كلمة "أجاج"* عبر الإنترنت، واستخراج العناصر المذكورة في الفقرة، ثم وجِّه إليهم السؤال التالي:

- ما خواص الفلزات النشطة؟

[بصفة عامة، جميع الفلزات النشطة التي تقع في المجموعتين 1A و2A لها طاقات تأين منخفضة مقارنةً بالفلزات الأخرى في الجدول الدوري. ونتيجة لذلك، فإن هذه الفلزات نشطة نسبيًّا، وتميل لأن تفقد إلكترونات تكافئها لتكوّن كاتيونات عندما تتفاعل لتكوين مركّبات].

سوف يكتسب الطلاب في هذا الدرس معلومات أكثر عن الخواص الفيزيائية والكيميائية التي تميز هذه العناصر.

2.1 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

لتقييم المعلومات التي سبق للطلاب دراستها حول تنظيم العناصر في الجدول الدوري، وجِّه إليهم الأسئلة التالية:

- في أي جانب من الجدول الدوري تقع الفلزات، واللافلزات، أشباه الفلزات؟

[الجانب الأيسر، القسم الأيمن العلوي، العناصر المجاورة للخط العريض المرسوم بين البورون والأستاتين، والذي يمثل تقريبًا الحدود بين السلوك الفلزي واللافلزي].

*كلمة "أجاج" تدل على الملوحة الزائدة. يقال: ماء عزب وماء أجاج.

قال تعالى: ﴿وَمَا يَسْتَوِي الْبَحْرَانِ هَٰذَا عَذْبٌ فُرَاتٌ سَائِغٌ شَرَابُهُ وَهَٰذَا مِلْحٌ أُجَاجٌ ﴿١٢﴾﴾ [فاطر:١٢]

الدرس 1-1

عناصر القطاع (s)

The s-Block Elements

الأهداف العامة

- يحدّد قائمة بمصادر الفلزات القلوية وخواصّها واستخداماتها ومركّباتها.
- يصف الفلزات 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 فلزات 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 و d وحوالي نصف القطاع p. وتشغل اللافلزّات النصف الباقي من القطاع p في الركن الأيمن العلوي من الجدول الدوري. سوف تتناول في هذه الوحدة وصف كلّ قطاع، وبعض الخواصّ المميّزة للفلزّات واللافلزّات، واستخدامات كلّ منها عمليًّا.

شكل (62)
الفلزّات القلوية

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

104

- كيف تترتب العناصر في الجدول الدوري؟ **[بحسب ازدياد العدد الذري]**
- كيف يمكن استخدام الجدول الدوري لتعيين عدد إلكترونات التكافؤ لذرة عنصر؟

[رقم المجموعة في العناصر المثالية يساوي عدد إلكترونات التكافؤ].

2. علِّم وطبِّق

ذكِّر الطلاب أن العناصر التي تقع في المجموعة نفسها تحتوي على العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ، والعناصر التي لها ترتيبات إلكترونية متماثلة تكون لها خواص كيميائية متشابهة. قُمْ بمراجعة الترتيبات الإلكترونية لعناصر المجموعة 1A مشيرًا في كل حالة إلى لبِّ الغازات النبيلة (أي النظر فقط في تلك الإلكترونات الموجودة خارج اللبّ الإلكتروني لأحد الغازات النبيلة)، وإلى إلكترونات غلاف التكافؤ لكل عنصر، ثم وجّه إليهم الأسئلة التالية:

- لماذا تميل الفلزات القلوية لأن تكون عوامل مختزلة قوية؟

[تصل الفلزات القلوية إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل، وذلك بفقدانها إلكترونًا واحدًا أثناء مشاركتها في التفاعلات الكيميائية لتكوين مركّبات].

2.1 استخدام الصور والأشكال

اطلب إلى الطلاب قراءة (الجدول 14)، ثم وضح كيف أن التدرج في الخواص الفيزيائية يرتبط بزيادة الأعداد الذرية للعناصر.

- اطلب إلى الطلاب أن يتذكروا لماذا تزداد أنصاف الأقطار الذرية كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل خلال المجموعة. **[يزداد عدد الكم الرئيس في حين تظل شحنة النواة المؤثرة (الفعالة) ثابتة نسبيًّا].**
- اطلب إلى الطلاب أن يُسمّوا الميول الأخرى (التدرج) في خواص الفلزات القلوية ويصفوها، مثل طاقة التأين والسالبية الكهربائية. **[تتناقص كل من طاقة التأين والسالبية الكهربائية من قمة المجموعة إلى القاع، وعلى ذلك يكون السيزيوم أقل العناصر سالبية كهربائية].**
- اطلب إلى الطلاب أن يبحثوا عن هذه القيم ويدرجوها في نسخة معدلة من (الجدول 14).

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 خصائص فيزيائية مشتركة مثل البريق الساطع والتوصيل الحراري والكهربائي الجيّد، إلّا أنّ استخدام هذه العناصر واستغلال خصائصها يُنذر بالخطر لأنّ هذه الفلزّات نشطة جدًّا. يُستثنى من ذلك الصوديوم الذي يُستخدم في تبريد المفاعلات النووية حيث تسمح خصائص 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 الخواص 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 المواد 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. في هذه المجموعة، نجد أنّ عنصري السيزيوم والروبيديوم هما أكثر العناصر نشاطًا وفاعلية.

(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).

2.2 نشاط عملي

- ذكر الطلاب أنه كلما زاد حجم ذرة عنصر الفلز، تقل طاقة تأيّنه ويزيد نشاطه.
- اعرض على الطلاب، كمثال على نشاط الفلزات القلوية، تفاعل الصوديوم مع الماء في وجود كاشف الفينولفثالين، مشيرًا إلى أن الطاقة الحرارية الناتجة عن التفاعل خطرة جدًّا.
- اسأل الطلاب عن مشاهداتهم **[مشاهدة التفاعل من خلال التفاعل الشديد، حركة قطعة الصوديوم على سطح الماء، غاز الهيدروجين المنبعث، إختفاء الفلز، الحرارة الناتجة، تغير لون الماء إلى اللون الوردي بسبب تكون هيدروكسيد الصوديوم القلوي الذي يغير لون الفينولفثالين من اللون (قبل التفاعل) إلى اللون الوردي].**

اطلب إلى الطلاب تنفيذ تجربة "تفاعل فلز الصوديوم مع الماء"، تضمن مجموعات، والإجابة على الأسئلة الموجودة في كتاب الأنشطة ص 29.

- أشِر إلى أن المقارنة بين الفلزات تتم من خلال سرعة تكوّن غاز الهيدروجين، أو من خلال الطاقة الحرارية الناتجة عن التفاعل.
- اطلب إلى الطلاب كتابة المعادلة الكيميائية بين الصوديوم والماء:

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2 + \text{حرارة}$$

- اطلب الى الطلاب كتابة المعادلة الكيميائية بين الفلزات القلوية والماء:

$$2Li + 2H_2O \longrightarrow 2LiOH + H_2 + \text{حرارة}$$
$$2K + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2 + \text{حرارة}$$

- اطلب إلى الطلاب ترتيب الفلزات القلوية تبعًا لنشاطها الكيميائي مع الماء

[K، Na، Li].

3.2 مناقشة

- اكتب على السبّورة المعادلة الكيميائية العامة لتفاعل الفلزات مع الأكسجين:

$$4M + O_2 \longrightarrow 2M_2O$$

- اطلب إلى الطلاب كتابة المعادلات الكيميائية بين الفلزات والأكسجين:

$$4Li + O_2 \longrightarrow 2Li_2O$$
$$4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$$
$$4K + O_2 \longrightarrow 2K_2O$$

4.2 مناقشة

- اكتب على السبورة المعادلة الكيميائية العامة لتفاعل الفلزات مع الهالوجينات: $2M + Cl_2 \longrightarrow 2MCl$
- اطلب إلى الطلاب كتابة المعادلات الكيميائية بين الفلزات والهالوجينات:

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$$
$$2K + Cl_2 \longrightarrow 2KCl$$

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

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.

(ب) التفاعل مع الأكسجين **Reactivity With Oxygen**

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

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

(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 (68)
تفاعل الصوديوم مع الماء

شكل (69)
تفاعل الصوديوم مع الأكسجين

شكل (70)
تفاعل الصوديوم مع الكلور

5.2 أفكار تعليمية مفيدة

استعرض مثالًا مبسطًا لتسهل على الطلاب الذين يواجهون صعوبة في فهم مصطلح التصنيف، وذلك من خلال حثّهم على تصنيف الحروف الأبجدية للغة الإنكليزية. يفكّرون أوّلًا بتصنيف الحروف إلى مجموعتين، ثم إلى مجموعة ثالثة إضافية. على سبيل المثال، يمكنهم ترتيب الحروف تبعًا لتلك التي لها شكل منحنًى، وتلك التي ليس لها شكل منحنًى. ثم يقومون بتقسيم الحروف التي ليس لها شكل منحنًى تبعًا لعدد الخطوط الموجودة فيها.

سوف يساعد هذا التمرين البسيط الطلاب على استنتاج الصفات المشتركة، وعلى إدراك أن المجموعات تصبح متماثلة كلما كان نظام التصنيف أكثر تفصيلًا. ولمزيد من هذا النوع من التمارين، اسأل الطلاب أن يصمموا تخطيطًا لتصنيف محتويات مخزن ما. يجب أن يرسموا خطة توضح كيفية ترتيب الأصناف الموجودة في المخزن. عندما ينتهون من هذا النشاط، اطلب إليهم النظر إلى الجدول الدوري والربط بينه وبين ما توصلوا إليه من مخطط تنظيم أصناف المخزن.

إجابات عن التمارين الموجودة في الكيمياء الرياضية ص 110

استعن بالتفكير الرياضي لشرح المواضيع الكيميائية.

(أ) سوف تختلف الإجابات، ولكن يجب أن تتأكد من منطقية الأنظمة التي قام بها الطلاب للتصنيف. ويجب أن تشمل الأمثلة تصنيف السيارات تبعًا لأنواعها (سيارات صغيرة، شاحنات، سيارات الدفع الرباعي) ومصنعها، وتبعًا لألوانها، أو عدد أبوابها.

1. الأصناف التي تعيش في البر هي: الكلب، القطة، الفيل.
   الأصناف التي تعيش في الماء هي: سمك القرش، سمك الزينة، الحوت.
2. الأصناف التي تتعلق بالكلام هي: الكتاب، الجريدة، الرسالة.
   الأصناف التي تتعلق بالأرقام هي: الآلة الحاسبة.
3. أصناف اللافلزات هي: الكلور، البروم، اليود.
   أصناف الفلزات هي: الرصاص، التنجستن، الخارصين.

مثال (1)

مستخدمًا المعادلة العامّة التالية:

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

اكتب المعادلات الكيميائية لتفاعل الليثيوم والسيزيوم مع الماء.

طريقةُ التفكير في الحلّ

1. **حلّل: صمّم خطّة استراتيجية لحلّ السؤال.**
   تتفاعل الفلزّات القلوية مع الماء البارد منتجة 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

الفلزات الأرضية القلوية

1. قدِّم وحفِّز

اطرح السؤال التالي:

في أي جانب من الجدول الدوري تقع الفلزات القلوية الأرضية؟

[الجانب الأيسر]

2. علِّم وطبِّق

1.2 نشاط

تستخدم الفلزات القلوية الأرضية ومركّباتها في كثير من الأغراض. اطلب إلى الطلاب كتابة تقرير يوضّح ملاحظاتهم في المنزل وفي المدرسة على مدار عدة أيام. على الطلاب أن يفحصوا الملصقات الموجودة على عبوات الأغذية، والمنتجات الأخرى للفلزات القلوية الأرضية ومركّباتها. وفي كل حال، يقوم الطلاب بتحديد المادة المستخدمة ومظهرها وخواصها (إذا وجدت في الحالة النقية) واستخداماتها.

2.2 التفكير النقدي

تتواجد كربونات الكالسيوم طبيعيًّا (كما هو موضح في الشكل (73) بأشكال مختلفة. اطلب إلى الطلاب القيام ببحث يوضّح الخصائص التركيبية والكيميائية لكل من الحجر الجيري والرخام، ثم وجِّه إليهم السؤال التالي:

- ما الذي يجعل الرخام يختلف عن الحجر الجيري الطبيعي؟

[يعتبر الرخام صورة متحولة من الحجر الجيري، وتتكون الصخور المتحولة داخل القشرة الأرضية تحت ظروف حرارة شديدة، أو ضغط، أو الاثنين معًا].

3.2 استعراض عملي

على الرغم من أن المغنيسيوم يعتبر عنصرًا نشطًا نسبيًّا، إلا أن السبائك التي تتكوّن منه، والتي تحتوي على ألمنيوم وفلزات أخرى، تكون قوية وتقاوم التآكل. ويمكن عرض صور فوتوغرافية، أو استخدام المسلاط الضوئي لعرض شرائح توضح بعض المنتجات الإستهلاكية التي تستخدم، مثل تلك السبائك، كالدراجة النارية، السيارة، أجزاء محركات الطائرات، الدراجات، الهياكل، الإطارات، المعدات المنزلية الكهربائية.

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.

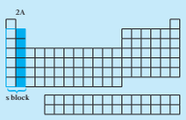
1. كلب – قطة – سمك القرش – سمك زينة – حوت – فيل
2. كتاب – جريدة – آلة حاسبة – رسالة
3. الرصاص – التنجستن – البروم – الكلور – الخارصين – اليود

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 المواد 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.

4.2 استخدام الصور والأشكال

يطلب المعلم إلى الطلاب قراءة (جدول 15) ويوضّح كيف أن التدرج في الخواص الفيزيائية يرتبط بزيادة الأعداد الذرية للعناصر. يطلب المعلم إلى الطلاب أن يتذكروا لماذا تزداد أنصاف الأقطار الذرية كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل خلال المجموعة. **[تزداد درجة حجب النواة نتيجة اعتلاء الأفلاك المتتالية بين النواة والمدار الخارجي. فالزيادة في المسافة بين النواة والإلكترونات الخارجية تتغلب على تأثير الإنعكاس نتيجة زيادة الشحنة (زيادة في الإلكترونات). فتكون الحصيلة النهائية ازدياد في الحجم الذرّي أي في أنصاف الأقطار الذرّية].**

يطلب المعلم إلى الطلاب أن يقوموا بتسمية ووصف الميول الأخرى (التدرج) في الخواص للفلزات القلوية الأرضية، مثل طاقة التأين والسالبية الكهربائية. **[تتناقص كل من طاقة التأين والسالبية الكهربائية من أعلى المجموعة إلى أسفل، وعلى ذلك يكون المغنيسيوم أقل العناصر من حيث السالبية الكهربائية].** يطلب المعلم إلى الطلاب أن يبحثوا عن هذه القيم، وأن يدرجوها في نسخة معدلة من (جدول 14).

إجابة عن السؤال الوارد قبل (جدول 15) ص 111

[تزداد أنصاف الأقطار الذرية كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل المجموعة].

5.2 استعراض عملي

تمدنا عملية فصل المغنيسيوم من ماء البحر بفرصة ممتازة لمراجعة أنواع التفاعلات الأساسية. وتعتمد تفاعلات الإحلال والتعادل (حمض، قاعدة) والأكسدة، والإختزال في تتابع منسق لفصل فلز المغنيسيوم من ماء البحر وتنقيته. استعرض تفاعل Mg^{2+} مع OH^- لتكوين راسب عديم الذوبان من $Mg(OH)_2$، واشرح أن خطوة الترسيب هي طريقة لتركيز المغنيسيوم، ثمّ قُمْ بإضافة 250ml من محلول $Ca(OH)_2$ تركيز 0.1M إلى 250ml من ماء البحر في كأس سعتها 500ml، واطلب إلى الطلاب ملاحظة الراسب المتكوّن. أشِر إلى أنه يمكن فصل الراسب عن المحلول المتبقى عن طريق الترشيح، أو وضع المحلول المتبقى إلى وعاء آخر لاستعماله في الخطوة التالية من العملية. اطلب إلى الطلاب كتابة معادلة عن التفاعل التالي، وهو تفاعل $Mg(OH)_2$ مع HCl لتكوين ماء و $MgCl_2$، ثم وجّه السؤال التالي:

ما نوع هذا التفاعل؟

$$Mg(OH)_2 + HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2O$$

[تعادل]

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

شكل (73)
يتواجد كربونات الكالسيوم طبيعيًا في صور متعدّدة. مبنى تاج محل الشهير في الهند تم 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 الخواص الفيزيائية للفلزّات القلوية الأرضية. ما التدرّج في أنصاف الأقطار الذرّية للفلزّات القلوية الأرضية؟ ولماذا؟

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

جدول (15)
بعض الخواص الفيزيائية للفلزّات القلوية

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.

111

6.2 نشاط عملي

- اعرض على الطلاب، كمثال على نشاط الفلزات القلوية الأرضية، تفاعل الكالسيوم مع الماء في وجود الكاشف فينولفثالين.
- اسأل الطلاب عن مشاهداتهم **[غاز الهيدروجين المنبعث، اختفاء الفلز، تغير لون الماء إلى اللون الوردي بسبب تكون هيدروكسيد الكالسيوم القلوي الذي يغير لون الفينولفثالين إلى اللون الوردي]**.
- اطلب إلى الطلاب كتابة المعادلة الكيميائية بين الكالسيوم والماء:

$$Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2$$

- اطلب إلى الطلاب كتابة المعادلة الكيميائية بين المغنيسيوم والماء:

$$Mg + 2H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2 + H_2$$

7.2 مناقشة

- اكتب على السبورة المعادلة الكيميائية العامة لتفاعل الفلزات القلوية الأرضية مع الأكسجين:

$$2M + O_2 \longrightarrow 2MO$$

- اطلب الى الطلاب كتابة المعادلات الكيميائية بين الفلزات القلوية الأرضية والأكسجين:

$$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$$
$$2Ca + O_2 \longrightarrow 2CaO$$

8.2 مناقشة

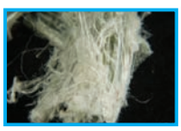
- اكتب على السبورة المعادلة الكيميائية العامة لتفاعل الفلزات مع الهالوجينات:

$$M + Cl_2 \longrightarrow MCl_2$$

- اطلب إلى الطلاب كتابة المعادلات الكيميائية بين الفلزات الأرضية القلوية والهالوجينات.

$$Mg + Cl_2 \longrightarrow MgCl_2$$
$$Ca + Cl_2 \longrightarrow CaCl_2$$

يحضّر المغنيسيوم من مياه البحر كما هو موضّح في الشكل (74). وهو مادّة تركيبية مهمة 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 (75) وهو موصّل ردي، جدًا للحرارة، كان استخدامه شائعًا كمادّة عازلة، ولكن تمّ إيقاف استخدامه لأنّه تبيّن أنّ ألياف الأسبستوس تسبّب مرض سرطان الرئة.



شكل (75)
يدخل المغنيسيوم في تركيب الأسبستوس، وهو على هيئة ألياف من خام السربنتين سيليكات المغنيسيوم الصخرية (الصورة إلى اليسار). كان الأسبستوس يُستخدم كمادّة عازلة حتى اكتُشف أنّ استنشاق أليافه يسبّب سرطان الرئة. لذلك تمّ إزالة معظم الأسبستوس من الأماكن التي كان يُستخدم فيها كمادّة عازلة.

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

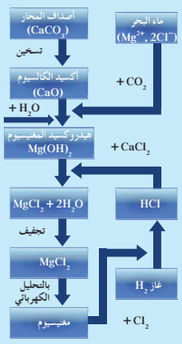
يُسمّى تفاعل الجير الحيّ مع الماء بالإطفاء، وهذه العملية طاردة للحرارة، ويُسمّى الناتج من هذه العملية بالجير المطفأ أو هيدروكسيد الكالسيوم.

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

الجير الحيّ — الجير المطفأ

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

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



شكل (74)
يُعتبر ماء البحر المصدر الرئيسي لمركّبات المغنيسيوم. ويعطي كلّ طنّ من ماء البحر 3 كيلوجرامات من المغنيسيوم. تتحول 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 متأخرة من العملية الموضّحة في الرسم أعلاه.

3. قيّم وتوسَّع

3 . 1 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

اطلب إلى الطلاب أن يسمّوا اثنين من الفلزات القلوية والفلزات القلوية الأرضية، ويحددوا أهمية واحدة على الأقل لكل فلز، ثمّ اطلب إليهم كتابة معادلة عامة لتفاعل كل فلز مع الماء.

3 . 2 إعادة عرض الدرس

ساعد الطلاب في رسم جدول يستطيعون استخدامه خلال دراستهم العناصر التي نوقشت في هذا الدرس. سمِّ هذا الجدول «تجمع ذو أهمية خاصة»، على أن يشمل أعمدةً لرقم المجموعة، الخواص، طرق التحضير والتفاعلات (والتي توضح معادلات عامة للتفاعلات التي نوقشت).

إجابة عن أسئلة الدرس 1 – 1

1. تتفاعل الفلزات القلوية بشدة مع الماء، وهي من أكثر الفلزات المعروفة بنشاطها ولها كثافات ودرجات انصهار منخفضة، وهي موصلة جيدة للكهرباء. تتواجد هذه الفلزات في جميع أنحاء العالم في ترسيبات المناطق الجوفية تحت سطح الأرض بالقرب من مساحات كبيرة من الماء (انظر (الجدول 14)). مثال على ذلك، فلز الصوديوم الذي يستخدم في صناعة مصابيح بخار الصوديوم والإنتاج الكيميائي.
2. تتواجد الفلزات القلوية الأرضية في مياه البحر، وتستخلص من خامات موجودة في القشرة الأرضية، وهي أقل نشاطًا من فلزات المجموعات 1A. يعتبر المغنيسيوم مادة إنشائية مهمة، وتتواجد مركّبات الكالسيوم في الكثير من مواد البناء (انظر (الجدول 14)).
3. تحفظ الفلزات القلوية تحت سطح الزيت، أو الكيروسين لمنعها من التفاعل مع الأكسجين، أو الرطوبة الموجودة في الهواء الجوي.
4. يتفاعل كل من الكالسيوم، الإسترانشيوم والباريوم مع الماء البارد.

$$Ca_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{بارد}} Ca(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

بينما يتفاعل كل من البريليوم والمغنيسيوم مع الماء الساخن فقط أو البخار.

5. $2K_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2KOH_{(aq)} + H_{2(g)}$
6. كلا، نشاطها الكيميائي كبير للغاية وتتفاعل بسهولة مع الأكسجين والماء.
7. فلزات المجموعة 2A أقل نشاطًا من فلزات المجموعة 1A.

شكل (76)
تفاعل الكالسيوم مع الماء

شكل (77)
كلوريد الكالسيوم و كلوريد المغنيسيوم مركّبان نجدهما في ملح البحر.

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 (الشكل 76). 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.

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

(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:

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

(ج) التفاعل مع الهالوجينات Reactivity With Halogens

يتفاعل الكالسيوم والمغنيسيوم مع الهالوجينات ويعطيان الهاليدات المقابلة (شكل 77) تبعًا للمعادلات التالية:

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

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)

الأهداف:

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

الأدوات المستعملة: المسلاط الضوئي (جهاز العرض العلوي)، داتا شو، مصوّر الجدول الدوري، أفلام علمية عن طرق استخلاص الأكسجين والكبريت

صفحات التلميذ: من ص 114 إلى ص 122

عدد الحصص: 2

صفحات الأنشطة: ص 15

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلّاب يتفحّصون الصورة الافتتاحية للدرس (شكل 78) ويقرأون التعليق الخاصّ بها. اطرح السؤال التالي:

- ما خواصّ الفلزّات واللافلزّات التي تتكوّن منها مجموعات القطاع (p)؟ **[تتميّز عناصر القطاع (p) في الجدول الدوري بامتلاء أفلاكها (p) الخارجية. يحتوي القطاع (p) على فلزّات ولافلزّات وأشباه الفلزّات. وكلّما اتّجهت من اليسار إلى اليمين داخل الدورة في القطاع (p) تناقصت الصفة الفلزّية.]**
- أشر إلى أن فلزّات القطاع (p) تتدرّج من حيث السالبية الكهربائية وطاقات التأيّن.

تقييم مسبق

لنفترض وجود العناصر (أ) و(ب) و(جـ)، وكان من المعلوم أنّ العنصرين (أ) و(جـ) يُوصّلان الحرارة والكهرباء بينما لا يوصّلهما العنصر (ب).

- صنّف العناصر الثلاثة إلى فلزّات ولافلزّات.
- اذكر بعضًا من صفات العنصر (جـ) التي لم يتمّ ذكرها.

2.1 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلّاب

لتقييم المعلومات السابقة لدى الطلّاب حول خواصّ عناصر القطاع (p)، وجّه إليهم الأسئلة التالية:

- أيّ المجموعات في الجدول الدوري تحتوي على عناصر ذات أفلاك ذرّية خارجية (p) ممتلئة جزئيًّا؟ **[3A، 4A، 5A، 6A، 7A]**
- أيّ عناصر القطاع (p) يُمكن تصنيفها على أنّها أشباه موصّلات؟ **[أشباه الفلزّات مثل Si، Ge، As]**
- أيّ مجموعة في القطاع (p) تحتوي على عناصر تميل إلى تكوين أنيونات ذات شحنة (−1)؟ وما الاسم الذي يُمكن أن تُطلقه على هذه المجموعة؟ **[7A، هالوجينات]**

• صنّف كلًّا من العناصر التالية كفلزّات أو أشباه فلزّات أو لافلزّات: Al ، C ، Sb ، Pb . **[الفلزّات هي: Pb ، Al ؛ أشباه الفلزّات هي: Sb ؛ اللافلزّات هي: C]**

إجابة السؤال المذكور في (الشكل 79) ص 115

[Al_2O_3 ، Cr_2O_3]

إجابة السؤال المذكور في السطر 29 من ص 115

[أوعية المشروبات المختلفة (باستثناء الماء) مثل المشروبات الغازية وبعض العصائر وغيرها]

2. علِّم وطبِّق

1.2 مناقشة

على الرغم من أنّ الألمنيوم فلزّ نشيط نوعًا ما، إلّا أنّه يُستخدَم في صناعة أدوات الطهي والأجزاء الميكانيكية وأوعية المشروبات المختلفة. إنّ سبب اختيار عنصر الألمنيوم في صناعة ما سبق ذكره يعود إلى قدرة تحمّله ومتانته نتيجة لطريقة تفاعله مع الأكسجين. ينتج عن عملية أكسدة الحديد رقاقات من أكسيد الحديد تسبّب عيوبًا في الصناعة، في حين نجد أنّ عملية أكسدة الألمنيوم ينتج عنها أكسيد الألمنيوم Al_2O_3، الذي يُكوّن طبقة رقيقة مثل الطلاء تحمي طبقة الألمنيوم الداخلية من عملية أكسدة أخرى. وهناك طريقة أخرى إضافية تُستخدَم لحماية طبقة الألمنيوم الداخلية في أوعية المشروبات، وهي تقضي بتغطيتها بطلاء من مادّة بلاستيكية تمنع تفاعل الأحماض مع الألمنيوم. أشر إلى أنّ معظم المشروبات الغازية هي عبارة عن حوامض.

2.2 نشاط إضافي

تفاعل الألمنيوم مع الأحماض والقواعد

أجر التجربة التالية لدراسة الخواصّ الكيميائية للألمنيوم:

ضع كمّيتين صغيرتين متساويتين من مسحوق الألمنيوم في أنبوبي اختبار. أضف 6 نقاط من حمض الهيدروكلوريك المخفّف لإحداهما، ثمّ رجّ المزيج، واطلب إلى الطلّاب تسجيل ملاحظاتهم بعد تقريب عود ثقاب مشتعلًا من فوّهة الأنبوب. **[تكوّن غاز الهيدروجين.]**

أضف 6 نقاط من محلول مخفّف من هيدروكسيد الصوديوم إلى الأنبوب الثاني، ثمّ رجّه. اطلب إلى الطلّاب تسجيل ملاحظاتهم بعد تقريب عود ثقاب مشتعلًا من فوّهة الأنبوب. **[تكوّن غاز الهيدروجين.]**

اطلب إلى الطلّاب تسجيل استنتاجاتهم. **[الألمنيوم عنصر متردّد نظرًا لتفاعله مع الأحماض والقواعد.]**

3.2 مناقشة إثرائية

يُمكن الحصول على الرصاص بسهولة من الخام PbS نظرًا لتمتّعه بدرجة انصهار منخفضة، فكان الرصاص واحدًا من أولى الفلزّات التي تمّت تنقيته من الخام. كان الرومان أوّل من استخدم الرصاص في أعمال سباكة المواسير، وكمادّة طلاء للسيراميك تجعل سطحه صقيلًا لامعًا، وفي صناعة أدوات الطعام المنزلية. يُعَدّ الرصاص مادّة سامّة جدًّا، إذ تتراكم في أنسجة المخّ وتُؤثّر في النموّ العقلي. فقد أظهرت تحاليل أُجريت على عظام تعود إلى العصر الروماني

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 79). يتواجد البوراكس في الزجاج وكمادّة للطلاء، ويُستخدَم في تزيين السيراميك، كما يُستخدَم البوراكس في صناعة الأسمدة وفي تحويل الماء العسر إلى ماء يسر.

شكل (79)
البوراكس هو خام البورون

(ب) خواصّه

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

(ج) تحضيره

يُمكن تحضير البورون بتفاعل أكسيده مع فلزّ المغنيسيوم:

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

3.1 الألمنيوم Aluminum

(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 الكوروندم (أكسيد الألمنيوم البلّوري).

وتُسمّى، عادة، قطع الكوروندم الممزوجة بكمّيات ضئيلة من عناصر أخرى بالأحجار الكريمة، كالياقوت الأحمر والأزرق الموضّحة في (الشكل 80).

شكل (80)
الكوروندم إحدى صور خامات أكسيد الألمنيوم، وفي حالة الياقوت الأحمر يُستبدَل عدد قليل من أيونات الألمنيوم بأيونات الكروم. أمّا الياقوت الأزرق فهو نوع آخر من الكوروندم الذي يُستبدَل فيه عدد ضئيل جدًّا من أيونات الألمنيوم بأيونات حديد وتيتانيوم. ما الصيغة الكيميائية لكلّ من أكسيد الألمنيوم وأكسيد الكروم (III)؟

(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.

(ج) 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 81)، وفي إنتاج أواني الطهي. ما الأشياء الأخرى التي تُستخدَم يوميًّا من الألمنيوم؟

شكل (81)
يُعتبر 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.

(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

2. المجموعة 5A والنيتروجين Group 5A and Nitrogen

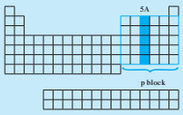
1.2 المجموعة 5A Group 5A

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).



أنّ الإنسان الروماني قد تعرّض لمستويات كبيرة وملحوظة من الرصاص. وقد افترض بعض المؤرّخين أنّ التسمّم بمادّة الرصاص قد ساهم بطريقة أو بأخرى في سقوط الإمبراطورية الرومانية.
في هذه الأيّام، يُستخدَم الرصاص بصفة رئيسة في صناعة أقطاب بطّاريّات السيّارات.

4.2 مناقشة

اشرح للطلّاب أنّ أنسجة جسم الإنسان تحتوي على نيتروجين، وهو مكوّن مهمّ للبروتينات التي تنتج الشعر والجلد والعضلات. ويُعتبر النيتروجين أيضًا مكوّن مهمّ في الأحماض النووية التي تحمل الشيفرة الوراثية في كلّ خلية. ثم وضّح للطلّاب أنّ النيتروجين في أجسامهم يأتي من المركّبات النيتروجينية الموجودة في الطعام الذي يتناولونه، وليس مباشرة من غاز النيتروجين الذي يتنفّسونه من الهواء.

5.2 استعراض عملي

يتكوّن غاز الأمونيا عندما يتفاعل كلوريد الأمونيوم مع هيدروكسيد الصوديوم.

تحذير: ارتد نظّارة الأمان وأجر التجربة في غرفة جيّدة التهوئة.

حضّر كأسًا سعتها 250 mL تحتوي على 10 mL من الماء ومن 3 إلى 4 قطرات من فينولفثالين 0.1 %. امزج 3 g من كلوريد الأمونيوم مع 1.5 g من هيدروكسيد الصوديوم في دورق مخروطي سعته 100 mL، وأضف 10 mL من الماء إلى الدورق المخروطي. سدّ فوّهة الدورق بسدّادة مُحكمة ذات فتحة واحدة متّصلة بأنبوب من المطّاط، على أن تكون النهاية المفتوحة لهذا الأنبوب متدلّية في الكأس التي تحتوي على الماء والفينولفثالين. يجب على الطلّاب ملاحظة تكوّن فقّاعات غاز الأمونيا في الماء، وتغيّر لون الفينولفثالين، وذوبان الأمونيا الموجود في الكأس إلى حدّ كبير في الماء، ما يقلّل الضغط في الدورق المخروطي. بالتالي، بعد عدّة دقائق، سوف يبدأ الماء الموجود في الكأس بالدخول إلى الدورق المخروطي.

إجابة السؤال المذكور في فقرة «الفوسفور» في السطر 21 ص 118

[لمنع التفاعل مع الأكسجين من الهواء]

إجابة السؤال المذكور في فقرة «الأكسجين» في السطر 18 ص 119

[مصادر إمداد الأكسجين مطلوبة وضرورية لكي يستطيع ركّاب وطاقم الطائرة التنفّس عند الضغوط الجزيئية المنخفضة للأكسجين في الغلاف الجوّي الموجود في الارتفاعات الشاهقة.]

6.2 مناقشة

أشر إلى أنّه غالبًا ما يكون الترابط في الأكاسيد الفلزّية أيونيًّا، بينما الترابط في الأكاسيد اللافلزّية غالبًا ما يكون تساهميًّا.

7.2 مناقشة

أشر إلى أنّ إنتاج الكبريت يعود إلى العصور القديمة، حيث كان يُستخدَم في الاحتفالات الدينية وتعقيم المباني من الحشرات وتبييض الملابس. يُمكن الحصول على الكبريت بصفة عامّة بواسطة ما يُسمّى بعملية التنقية بالنار، التي تقضي بتسخين الخامات المستخرَجة من المنجم لصهر الكبريت.

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 82) 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.

الشكل (82)
يغلي سائل النيتروجين الشديد البرودة بسرعة عندما يُصبّ من دورق معزول في كأس عند درجة حرارة الغرفة. ويُنتج 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−.

(ج) 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 6×10^3 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 (الشكل 83). يُستخدَم حمض النيتريك في إنتاج الأسمدة الزراعية والصبغات، وله دور مهمّ كمادّة أوّلية في صناعة المتفجّرات.

الشكل (83)
سائل الأمونيا النقي يُعرف 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 ليُكوّن 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 84).

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

شكل (84)
الفوسفور الأبيض أو الأصفر نشيط للغاية، ويجب حفظه تحت سطح الماء. الفوسفور الأحمر أكثر ثباتًا من الفوسفور الأبيض، لذلك يُستخدم 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).

8.2 مناقشة

هناك نتيجة طبيعية للتفاعلات المستخدمة بطريقة التلامس (المستخدمة في تحضير حمض الكبريتيك) والتي لها علاقة بالتلوّث الجوّي حيث ينتج SO_2 من احتراق الوقود الأحفوري. لم يستطع الباحثون لزمن طويل تفسير سبب حدوث عملية تحوّل SO_2 إلى SO_3 (التي عادةً ما تجري ببطء) بسرعة فائقة في الهواء الجوّي، ليوضّحوا بعدها أنّ التراب والجسيمات الأخرى الموجودة في الهواء تؤدّي دورًا تحفيزيًا لهذه الخطوة.

9.2 مناقشة

قُم بمراجعة كيمياء الهالوجينات، واكتب على السبّورة مجموعة من التفاعلات تشمل الهالوجينات مع فلزّات المجموعتين 1A و2A، والهالوجينات مع عناصر البورون والكربون والنيتروجين والفوسفور. ذكّر الطلّاب أنّ المجموعة 7A تتكوّن بالكامل من لافلزّات، واكتب الترتيب الإلكتروني لغلاف تكافؤ الهالوجين، ووضّح أنّه يمكن لأيّ هالوجين أن يبلغ الترتيب الثابت للغاز النبيل عبر اكتساب إلكترون واحد من ذرّة أخرى. لذلك، تُعتبَر الهالوجينات عوامل مؤكسدة فعّالة. أشر إلى أنّ الفلور هو أكثر العناصر سالبية كهربائية في الجدول الدوري.

10.2 مناقشة

ينتج تسوّس الأسنان من تآكل مادّة هيدروكسي أباتيت $Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2$ التي تُكوّن مينا السن أو الضرس. وينجم هذا التآكل عن تفاعل هذه المادّة مع أيونات الهيدرونيوم H_3O^+. تؤدّي عملية إحلال أنيون OH^- بأنيون الفلوريد F^- إلى مينا سنّ أقوى وأقلّ ذوبانًا في المحاليل الحمضية. لذلك، تُساعد المياه المحتوية على أنيونات فلوريد على منع تسوّس الأسنان وتزيد من نموّ بلّورات الفلور أباتيت $Ca_{10}(PO_4)_6F_2$.

إجابة السؤال المذكور في (شكل 88) ص 121

[أكثر شدّة في الفلور وأقلّ شدّة في البروم]

إجابة السؤال المذكور تحت فقرة «المجموعة 7A والهالوجينات» في السطر 9 ص 122

[الفلور هو أكثر العناصر سالبية كهربائية.]

إجابة السؤال المذكور تحت عنوان «المجموعة 7A والهالوجينات» في السطر 32 ص 122

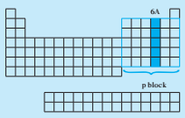
[لتُقوّي مينا السنّ ضدّ التسوّس]

3. قيّم وتوسّع

1.3 تقييم استيعاب الطلّاب للدرس

أشر إلى أيّ مجموعة من القطاع (p) في الجدول الدوري، واسأل الطلّاب أن يقوموا بتعريف خواصّ هذه المجموعة. ثمّ قُم بتوزيع عنصر على كلّ طالب، بدءًا من المجموعة 3A حتّى نهاية المجموعة 7A، واطلب إليهم أن يصفوا طريقة تحضير كلّ عنصر وأهمّ استخداماته التجارية.

2.3 الأكسجين Oxygen



(أ) وجوده والخواص الفيزيائية

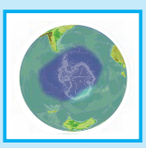
عناصر المجموعة 6A هي الأكسجين والكبريت والسلينيوم والتيلوريوم والبولونيوم. الأكسجين هو غاز لافلزّ. الكبريت لافلزّ وهو مادّة صلبة صفراء لامعة. السلينيوم والتيلوريوم كلاهما من المواد الصلبة وأشباه الفلزّات. البولونيوم فلزّ مشعّ.

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 نسبيًا بإسالة الهواء ثمّ تقطيره تجزيئيًا، 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 (الشكل 85). لماذا توجد في الطائرات أسطوانات من غاز الأكسجين؟

شكل (85)
يُستعمل الأكسجين في الحالات الطبية عندما يصعب على المريض استنشاق هواء غني بالأكسجين.

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 (الشكل 86).



شكل (86)
قد اكتشف في السبعينيات أنّ المواد التي تتكوّن من كربون وفلور وكلور وتُسمّى الكلوروفلوروكربون CFC والتي تُستخدم كمبرّدات وفي العلب المضغوطة، بدأت بتدمير طبقة الأوزون. وفي عام 1985، وُجد 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 يُستخدم تجاريًا لتبييض الدقيق ولتعقيم مياه الشرب. وبما أنّ الأوزون مركّب غير ثابت، فإنّه يُنتج في المكان الذي سوف يُستخدم فيه، ويُحضّر بإمرار الهواء من خلال تفريغ كهربائي.

(ب) خواصّه الكيميائية

تُسمّى عملية اتّحاد المواد كيميائيًا 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:

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

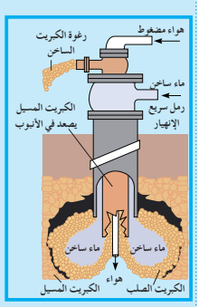
عندما تكون كمّية الأكسجين وافرة، تتكوّن فوق الأكاسيد بحسب المعادلة التالية:

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

فوق اكسيد الصوديوم

3.3 الكبريت Sulfur

الكبريت مادّة صلبة لونها أصفر باهت، ولا تذوب في الماء، وعُرفت من العصور القديمة. يوجد 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 يوجد فيها الكبريت الخام، ثمّ تُثبّت فيها ثلاثة أنابيب متداخلة كما هو مبيّن في (شكل 87) ويُضَخّ الماء الساخن تحت ضغط عالٍ نسبيًا 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.



الشكل (87)
ترسبات الكبريت العميقة تحت سطح الأرض يُمكن استخراجها بطريقة فراش. يتصهر الكبريت بالماء الساخن، ثم يُرفع على شكل رغوة إلى السطح بواسطة هواء مضغوط، ثم يُجفف ويُخزّن على هيئة كتل إلى حين شحنه.

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 جدًا 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.

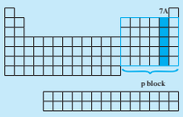
2.3 إعادة التعليم

قُم بإحضار عيّنات من عناصر مختارة من كلّ المجموعات التي تمّت مناقشتها في هذه الوحدة، إذا كان ذلك ممكنًا. اعرضها على الطلّاب أثناء مراجعة الخواصّ الفيزيائية والكيميائية، واطرح الأسئلة التالية:

- ما الفلزّات الأكثر نشاطًا؟ وما اللافلزّات الأكثر نشاطًا من العناصر الموضّحة؟ **[سوف تختلف الإجابات تبعًا للعناصر المختارة للعرض والمراجعة.]**
- أيّ عنصرين من العناصر الموضّحة يستطيعان تكوين سلاسل من الذرّات؟ **[الكربون والسيليكون]**
- أيّ عنصر في المجموعة 5A يُستخدَم في إنتاج الأمونيا؟ **[النيتروجين]**
- ما هي بعض الاستخدامات التجارية للكلور؟ **[تنقية الماء، صناعة البلاستيك، تبييض الأقمشة، إنتاج حمض الهيدروكلوريك، إرسال النبضات العصبية]**

وبعد ذلك، يُمرَّر ثاني أكسيد الكبريت مع كمّية إضافية من الأكسجين من الهواء فوق عامل حفّاز من خماسي أكسيد الفاناديوم 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).

الشكل (88)
تفاعل 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؟

(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 (الشكل 88) تفاعل غاز الكلور مع صوف الفولاذ (الصوف الصلب).

(ب) تحضيرها

يُنتج 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 الكلور 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؟

إجابات أسئلة الدرس 1 – 2

1. سوف تختلف الإجابات.
2. عناصر المجموعة 3A: البورون، الألمنيوم، الجاليوم، الإنديوم، التاليوم
3. يُستخدمَ الألمنيوم في صناعة الطائرات وإنتاج أواني الطهي.
4. يتفاعل الألمنيوم مع الأكسجين في الهواء ليُكوّن طبقة من أكسيد الألمنيوم واقية مقاومة للصدأ.
5. $2Al_{(s)} + 6HCl_{(aq)} \rightarrow 2AlCl_{3\,(s)} + 3H_{2\,(g)}$
6. عناصر المجموعة 5A: النيتروجين، الفوسفور، الزرنيخ، الأنتيمون، البيزموت
7. يتواجد النيتروجين على صورة N_2 في الهواء.
8. النيتروجين عنصر أساسي في مركّب الأمونيا الذي يُستخدَم بكثرة كسماد للأراضي الزراعية.
9. عناصر المجموعة 6A: الأكسجين، الكبريت، السلينيوم، التيلوريوم، البولونيوم
10. $2Na_{(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow Na_2O_{2\,(s)}$
11. يُستخدَم حمض الكبريتيك في تصنيع الأسمدة وتكرير البترول ويُستخدَم أيضًا كعامل مؤكسد.
12. الهالوجينات هي: الفلور، الكلور، البروم، اليود والأستاتين (المجموعة 7A).
13. جميع الهالوجينات هي لافلزّات ولا تتواجد في الطبيعة في الحالة الحرّة.
14. للهالوجينات استخدامات كثيرة. يُستخدَم محلول من الكلور في تبييض الملابس، وبروميد الفضّة في صناعة أفلام الكاميرات، والفلور في صناعة التفلون.

الكلور، كأيونات 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 89).

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:

$O_2 \rightarrow 2[O]$

الشكل (89)
يدخل الفلور والكربون في تكوين التفلون المقاوم للحرارة الذي يُستخدم في تطين أواني الطهي لعدم التصاق الطعام عند استعماله

جدول 16: تركيزات لأيونات الهاليدات الموجودة في مياه البحر.

الأيون	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

دروس الفصل

الدرس 2–1: الهيدروجين وعناصر الغازات النبيلة

استخدام الصورة الافتتاحية للفصل

اطلب إلى الطلّاب دراسة الصورة الافتتاحية للفصل وقراءة الفقرة التي تتعلّق بها، ثم وجِّه إليهم السؤال التالي:

- لماذا استُبدل غاز الهيدروجين بغاز الهيليوم في نفخ البالونات الخاصّة بالاحتفالات؟ **[لأنّ الهيدروجين غاز قابل للاشتعال والهيليوم غاز نبيل]**

خلفية علمية

تصنيف العناصر

يُعَدّ تصنيف العناصر إلى فلزّات ولافلزّات من أقدم التصنيفات التي أُجرِيت للعناصر وأبسطها. وقد صُنّفت العناصر اعتمادًا على بعض الصفات، كاللمعان، والقابلية للطرق والسحب، والتوصيل للحرارة والكهرباء. فالفلزّات لها لمعان يميّزها، كما أنّها موصلة جيّدة للحرارة والكهرباء، وقابلة للطرق والسحب. بينما تفتقر معظم اللافلزّات إلى مثل هذه الصفات. غير أنّ هذا التصنيف يُعتبَر غير دقيق إذ تتفاوت الفلزّات واللافلزّات بشكل كبير في صفاتها. توجَد عناصر تجمع بين صفات الفلزّات واللافلزّات، تُعرف بأشباه الفلزّات، كالسيليكون والجرمانيوم.

اكتسبت الفلزّات اسمها هذا لاحتوائها على الرابطة الفلزّية. تتشكّل هذه الرابطة بين عدد كبير من الذرّات التي تستطيع أن تفقد إلكترونات، حيث تظهر على شكل صفوف من الشحنات الموجبة محاطة بسحابة من إلكترونات حرّة الحركة، والتي تُساهم بشكل أساسي في إعطاء الفلزّات أهمّ صفاتها، كتوصيل الحرارة والكهرباء. تُسهم حركة الإلكترونات في نقل الطاقة الكهربائية أو الحرارية، وتعكس الضوء بشكل يُعطي الفلزّات لمعانًا مميّزًا، وتُشكّل أيضًا قوى جذب مع الشحنات الموجبة تمنع انفصالها عند تعرّض الفلزّ للطرق أو السحب. وبالتالي يُمكن زيادة سطح الفلزّ بدون الخوف من تهشمه.

دروس الفصل
الدرس الأوّل
• الهيدروجين وعناصر الغازات النبيلة

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 خصائص كلّ من هذين الغازين.

الدرس 2-1

الهيدروجين وعناصر الغازات النبيلة

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.

الأدوات المستعملة: المسلاط الضوئي (جهاز العرض العلوي)، بالونات مملوءة بغاز الهيليوم، داتا شو، أفلام علمية عن استخدامات الغازات النبيلة

صفحات التلميذ: من ص 125 إلى ص 130

عدد الحصص: 2

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلّاب يتفحّصون صورة افتتاحية الدرس (شكل 90) ويقرأون التعليق الخاصّ بها، ثمّ وجّه إليهم السؤال التالي:

- ما هي الخواصّ التي تجعل الهيدروجين مفيدًا لاستخدامه كوقود للصواريخ؟ **[الهيدروجين السائل له وزن خفيف ويُطلِق كمّية كبيرة من الطاقة عند احتراقه.]**
- ما خواصّ الهيليوم التي تجعله مفيدًا للاستخدام في المناطيد الضخمة والبالونات؟ **[يُستخدم الهيليوم في ملء المناطيد الضخمة والبالونات لكونه أخفّ من الهواء. فهو ثاني أخفّ غاز، كما أنّه لا يحترق أو ينفجر، ما يجعل منه خيارًا مناسبًا لمثل هذه التطبيقات.]**

2.1 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلّاب

لتقييم المعلومات السابقة لدى الطلّاب حول خواصّ الهيدروجين، اطرح الأسئلة التالية:

- كم عدد النيوترونات والبروتونات والإلكترونات الموجودة في معظم ذرّات الهيدروجين؟ **[نيوترون = صفر، بروتون = 1، إلكترون = 1]**
- كيف تتشابه النظائر هيدروجين −1، هيدروجين −2، هيدروجين −3؟ وكيف تختلف؟ اكتب الرمز الكيميائي لكلّ منها، متضمّنًا العدد الذرّي وعدد الكتلة. **[يحتوي كلّ منها على بروتون واحد وإلكترون واحد. لذلك تكون خواصّهما الكيميائية واحدة، ولكن يحتوي كلّ منها على أعداد مختلفة من النيوترونات: $^{1}_{1}H$ (نيوترون = صفر)، $^{2}_{1}H$ (نيوترون = 1)، $^{3}_{1}H$ (نيوترون = 2).]**

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 (90)
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 90). وتأتي كلمة هيليوم من كلمة إغريقية معناها الشمس (Helios).

ما خصائص 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.

2. علّم وطبّق

1.2 مناقشة

اشرح أنّ الهيدروجين يسلك كيميائيًّا سلوك فلزّ أو لافلزّ. فهو يسلك سلوكًا فلزّيًّا لأنّه يستطيع أن يتفاعل مع مجموعات الفلزّات 1A و 2A ليكوّن هيدريدات أيونية، ويسلك سلوكًا لافلزّيًّا لأنّه يستطيع أن يتفاعل مع الهالوجينات والكربون والنيتروجين والأكسجين ليكوّن هيدريدات تساهمية. ثمّ اطلب إلى الطلّاب كتابة الصيغ الخاصّة ببعض الهيدريدات الأيونية [NaH، CaH_2]، والهيدريدات التساهمية [HCl، H_2O، NH_3، CH_4]. تأكّد من استيعاب الطلّاب بأنّ الترابط في مركّب NaH هو أيوني والترابط في HCl هو تساهمي، على الرغم من كون كلّ منهما إلكتروليت قوي. قارن تفكّك كلّ من هذه المركّبات في الماء، واكتب معادلات أيونية تامّة على السبّورة.

2.2 مناقشة

اطلب إلى الطلّاب قراءة «علاقة الكيمياء بالوعي البيئي» ص 127، ثمّ وجّه إليهم الأسئلة التالية:

- ما هي الخواصّ التي تجعل الرادون ضارًّا للإنسان؟
- ما المناطق الموجودة في بلادنا والتي تُعاني من أعلى مستويات للرادون؟ ولماذا؟
- ما هي الطرق المستخدمة لاختبار غاز الرادون؟ وهل تشمل وسيلة الكشف المنزلي؟

3.2 مناقشة

أشر إلى أنّ الغازات النبيلة التي تكوّن مركّبات بسهولة، لها ذرّات أكبر، ويكون عدد أغلفة الإلكترونات فيها كبيرًا ويعمل على حجب النواة. وعليه، تكون الإلكترونات الخارجية ضعيفة القيد (قوة الجذب عليها نظرًا لحجب النواة)، وبذلك يكون من السهل أن تنتقل إلى عنصر نشط مثل الفلور.

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 91) أصنافًا كثيرة تحتوي على الهيدروجين.

شكل (91)
نادرًا ما يوجد الهيدروجين كعنصر في الحالة الحرّة، ولكنه 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 تُشير إليه دائمًا وببساطة بالهيدروجين ^1_1H والنظير الثاني الديوتيريوم ^2_1H. يُمثّل كلّ منهما نسبة 99.98% و0.02% على التوالي من عيّنات الهيدروجين الموجودة في الطبيعة. النظير الثالث للهيدروجين هو التريتيوم ^3_1H غير الثابت (عنصر مشعّ)، ويوجد 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 الخصائص الفيزيائية للهيدروجين.

جدول 17: بعض الخصائص الفيزيائية لعنصر الهيدروجين

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

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 92)، 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.

الشكل (92)
مخاليط الهيدروجين والأكسجين تنفجر بشدّة عند اشتعالها بشرارة كهربائية. يُوضّح هذا الشكل انفجار منطاد هندنبرج، وهو واحد من 73 منطادًا موجّهًا مملوءًا بالهيدروجين. يُستخدَم حاليًّا غاز الهيليوم غير القابل للاشتعال لنفخ البالونات والمناطيد.

بحث

كلّف الطلّاب (قبل البدء بشرح الدرس) بالعمل في مجموعات للبحث في الشبكة الإلكترونية وفي الموسوعات العلمية المتوفّرة في المكتبة بهدف كتابة تقرير عن الغازات النبيلة (تاريخ اكتشاف كلّ غاز، مركّبات الغازات النبيلة واستخداماتها). ثمّ، يعرض الطلّاب نتائج أبحاثهم ويناقشونها مع المعلّم.

1. قيّم وتوسّع

1.3 تقييم استيعاب الطلّاب للدرس

اطرح على الطلّاب الأسئلة التالية:

- في أيّ حالة يسلك الهيدروجين كلًّا من السلوك الفلزّي واللافلزّي؟ **[يسلك الهيدروجين السلوك الفلزّي عندما يتفاعل معه الهالوجين لتكوين مركّبات تُساوي فيها حالة تأكسده 1+ (على سبيل المثال: HCl). ويسلك سلوك اللافلزّات عندما يتفاعل مع فلزّ قاعدي ليُكوّن مركّبًا يتواجد فيه الهيدروجين كأنيون تُساوي شحنته −1 (على سبيل المثال: NaH).]**
- اذكر طريقة واحدة لتحضير الهيدروجين. ما هو مصدر الهيدروجين المستخدَم في أيّ طريقة؟ **[التحليل الكهربائي للماء وطريقة بوش أو إعادة تشكيل بخار الماء، وفي كلّ حالة يُعتبَر الماء مصدرًا للهيدروجين]**
- اذكر واكتب الرمز الكيميائي لأخفّ غاز نبيل. **[الهيليوم: He]**

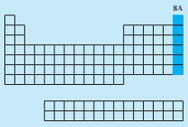
إجابة السؤال المذكور في (شكل 93) ص 129

[على خلاف الأكسجين، لا تتفاعل الغازات النبيلة مع الفتيل.]

2.3 إعادة التعليم

قُم بكتابة معادلة كيميائية لثلاث عمليات يُمكن استخدامها لإنتاج الهيدروجين. ناقش طبيعة التفاعلات (أكسدة – اختزال)، ووضّح للطلّاب الحاجة إلى مصدر للإلكترونات لاختزال الهيدروجين في الماء إلى غاز هيدروجين، والطاقة المنطلقة باختزال مول واحد من الهيدروجين. اطلب إلى الطلّاب مناقشة الدلالات العملية لهذه القيمة.

اطلب إلى الطلاب تنفيذ تجربة «تحلّل فوق أكسيد الهيدروجين» ضمن مجموعات، والإجابة عن الأسئلة الموجودة في كتاب الأنشطة ص 30.



(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

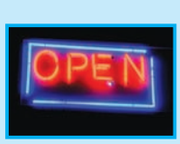
1.2 المجموعة 8A Group 8A

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.



الشكل (93)
تستخدم معامل الأبحاث التي تقع تحت سطح الماء عادة، هواء اصطناعيًا يتكوّن أساسًا من الأكسجين وغاز نيل، كما تُستخدم الغازات النبيلة في اللافتات الإعلانية والمصابيح. لماذا تُملأ المصابيح الكهربائية بالغازات النبيلة بدلًا من الهواء؟

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 والزينون 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 93).

إجابات أسئلة الدرس 2 – 1

1. يسلك إلكترونيًّا إلى حدّ ما سلوك فلزّ قلوي، ويسلك إلى حدّ ما سلوك هالوجين.
2. يطلق الهيدروجين كمّية كبيرة من الطاقة عند احتراق كمّية صغيرة منه.
3. $Ca_{(s)} + H_{2(g)} \rightarrow CaH_{2(s)}$
4. بروتيوم: ${}^{1}_{1}H$ (العدد الكتلي = 1)
   ديوتيريوم: ${}^{2}_{1}H$ (العدد الكتلي = 2)
   تريتيوم: ${}^{3}_{1}H$ (العدد الكتلي = 3)
5. المجموعة 8A: الهيليوم، النيون، الأرجون، الكريبتون، الزينون، الرادون.
6. نادرة لوصف وفرتها، وخاملة لعدم قدرتها على التفاعل مع العناصر الأخرى، ونبيلة لوجودها الطبيعي كذرّات منفصلة. الهليوم هو أكثر العناصر وفرة في الكون. يمكن للغازات النبيلة أن تتفاعل لتكوين مركّبات.
7. تصنيع الأمونيا
   $3Fe_{(s)} + 4H_2O_{(g)} \rightarrow Fe_3O_{4(s)} + 4H_{2(g)}$
8. يساهم الهيدروجين بإلكترونه عند اتّحاده مع الكلور لتكوين كلوريد الهيدروجين، ومع الكالسيوم يكتسب الهيدروجين إلكترونًا لتكوين هيدريد الكالسيوم. تتكوّن الأمونيا نتيجة اتّحاد الهيدروجين مع النيتروجين، حيث يساهم الهيدروجين بإلكترون.
9. الميزة الأساسية لهذه الطريقة هي أنّ الماء يتواجد بوفرة في الطبيعة وهو رخيص الثمن. يكمن العيب أو الضرر في التكلفة العالية للكهرباء المطلوبة.
10. الغازات النبيلة كلّها عديمة اللون والطعم والرائحة، تذوب في الماء بدرجة محسوسة، لها درجات ذوبان وغليان منخفضة.
11. الهيليوم لملء البالونات، خليط الهيليوم والنيون والأكسجين لعمل هواء اصطناعي، الأرجون والكريبتون والزينون لمصابيح فلاش (التصوير الفوتوغرافي)، النيون لملء أنابيب التفريغ الكهربائي.

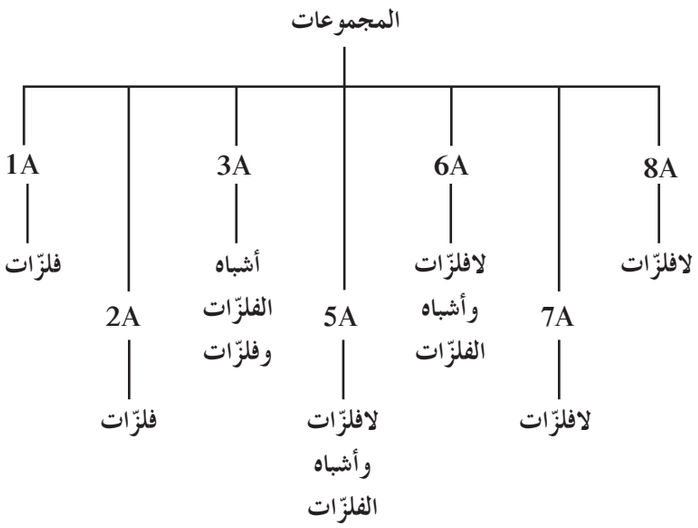
مراجعة الدرس 2-1

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 يُعتبر 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

الملخّص

قسّم الطلّاب إلى مجموعات لوضع خريطة مفاهيم، مستخدمين المصطلحات الموضّحة في خريطة المفاهيم الواردة قبل أسئلة مراجعة الوحدة. وبعد الانتهاء من وضعها، اطلب إلى كلّ مجموعة أن تُدخل تعديلات على الخريطة لتشمل الموضوعات التي نوقشت في الدرس. ثمّ اطلب إلى كلّ مجموعة أن تختار عنصرًا ليُمثّل كلّ العناصر الثمانية الموضّحة، وأن تمثّل اختياراتها وتصف بعض الخواصّ المهمّة، مستخدمة كلّ عنصر من العناصر التي تمّ اختيارها.



مراجعة الوحدة الثالثة

المفاهيم

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

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

بحث

اطلب إلى الطلّاب اختيار عنصر نادر أساسي والاستعانة بمراجع المكتبة ليبحثوا في دوره البيولوجي. على الطلّاب كتابة تقرير مختصر يشرحون فيه انتشار هذا العنصر في جسم الإنسان، ووظائفه المتعلّقة بالأيض. **[يمكن دراسة الخارصين، الكوبلت أو النحاس مثلاً.]**

- 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 – I) 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 كيميائيًا، 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_4، XeF_6. كما تمّ أيضًا تفاعل الرادون مع الفلور لِيُنتج فلوريد الرادون RnF. وتفاعل الكريبتون مع الفلور لِينتج 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. $2Na_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow Na_2O_{2(s)}$
$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$
2. المجموعة 1A: الفلزّات القلوية
المجموعة 2A: الفلزّات القلوية الأرضية
3. أكسيد الكالسيوم CaO في فرن على درجة حرارة 900 °C
4. أقطار الذرّية أصغر
5. $Ca_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow CaO_{(s)} + H_{2(g)}$
$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(s)}$
6. بوكسيت
7. الألمنيوم له قوّة وهو قابل للسحب والطَّرق، وكثافته منخفضة، وتوصيله الكهربائي عالٍ، ومقاومته للصدأ عالية.
8. غاز عديم اللون، رائحته قوية، ودرجة غليانه وانصهاره عالية نسبيًّا، وحرارة تبخّره عالية، ويذوب في الماء
9. يُستخدَم حمض النيتريك في صناعة الأصباغ والأسمدة وعمليات الحفر وإنتاج المفرقعات.
10. لا تستطيع النباتات الاتّحاد مباشرة بالنيتروجين الجوّي N_2 في أنسجتها. تقوم البكتيريا الموجودة في التربة الزراعية بتثبيت النيتروجين وتحويله إلى مركّبات نيتروجينية قابلة للاستخدام.
11. تُستخدَم الأمونيا لتصنيع منتجات مثل الأسمدة ومنتجات التنظيف وحمض النيتريك وأغراض التبريد.
12. الشروط الثلاثة هي: درجة حرارة 500 °C، وضغط يوازي 10 kPa، وأكسيد حديد كعامل حفّاز.
13. يُستخدم كلّ من الأمونيا NH_3، وكبريتات الأمونيا $(NH_4)_2SO_4$، ونيترات الأمونيوم NH_4NO_3 كأسمدة.
14. **(أ)** تصنيع الحديد.
(ب) لإنتاج حمض الكبريتيك.
15. **(أ)** غاز عديم اللون والرائحة.
(ب) غاز أزرق شاحب له رائحة.
(جـ) صلب، أصفر شاحب، عديم المذاق والرائحة، هشّ.
16. يُستخدَم فوق أكسيد الهيدروجين في تبييض الأقمشة وكمطهّر.
17. يتواجد الأكسجين كغاز جوّي، في جزيئات الماء وفي مركّبات موجودة في الصخور والتربة.
18. 20%.
19. تصنيع الحديد.
20. **(أ)** $2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)}$
(ب) $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2H_2O_{(l)}$
(جـ) $S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$
21. يُستخدم الكبريت على نطاق واسع لإنتاج حمض الكبريتيك الذي يستخدم في صناعة الأسمدة والصلب وتكرير البترول وصناعات عديدة أخرى.
22. فلور F_2، كلور Cl_2، بروم Br_2، يود I_2، أستاتين At_2.

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 يُطلق 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 الخواص الفيزيائية للألمنيوم التي تجعله فلزًّا ذا قيمة تجارية.
8. اذكر أربع خواصّ فيزيائية للأمونيا.
9. اذكر ثلاثة استخدامات لحمض النيتريك.
10. لماذا يُعتبر 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 المواد 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.

23. يشكّل الكلور في المحلول عاملًا مؤكسدًا قويًا، يقتل البكتيريا المسبّبة للأمراض.

24. يُنتج الكلور بواسطة التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم أو المحلول المائي منه.

25. ينتج اليود من تفاعل يودات الصوديوم مع محلول كبريتيت الصوديوم الهيدروجيني لترسيب بلّورات اليود.

26. كلور Cl_2: غاز أخضر مصفرّ
بروم Br_2: سائل أحمر داكن
يود I_2: بلّورات صلبة سوداء أرجوانية

27. Fe_2O_3: هيماتيت

28.
$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$
$$2K_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2KOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$
$$4Na_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Na_2O_{(s)}$$
$$4K_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2K_2O_{(s)}$$
$$2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NaCl_{(s)}$$
$$2K_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2KCl_{(s)}$$
$$Mg_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow Mg(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$
$$Ca_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$
$$2Mg_{(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)}$$
$$2Ca_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CaO_{(s)}$$
$$Mg_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow MgCl_{2(s)}$$
$$Ca_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow CaCl_{2(s)}$$
$$4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Al_2O_{3(s)}$$
$$2Al_{(s)} + 6HCl_{(aq)} \rightarrow 2AlCl_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$
$$2Al_{(s)} + 2NaOH_{(aq)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2NaAlO_{2(aq)} + 3H_{2(g)}$$
$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{(g)}$$
$$2Na_{(s)} + H_{2(g)} \rightarrow 2NaH_{(s)}$$
$$Ca_{(s)} + H_{2(g)} \rightarrow CaH_{2(s)}$$
$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(aq)}$$
$$H_{2(g)} + Br_{2(l)} \rightarrow 2HBr_{(aq)}$$
$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$$
$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$$
$$2H_2O_{(l)} \rightarrow O_{2(g)} + 2H_{2(g)}$$

اختبر مهاراتك

1. يُنقّى الألمنيوم بواسطة التحليل الكهربائي لمحلول Al_2O_3 في الكريوليت.

2. الأكسجين O_2 ثابت، عديم اللون والرّائحة.
الأوزون O_3 غير ثابت، له رائحة حادّة ولون أزرق شاحب.

3. **(أ)** $3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$
(ب) $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$
(جـ) $H_{2(g)} + Ca_{(s)} \rightarrow CaH_{2(s)}$

4. I، Br، Cl، F

5. يُستخدَم حمض الكبريتيك في تحضير الأسمدة ومعالجة الحديد والصلب، وفي تكرير البترول والكثير من الصناعات الأخرى.

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

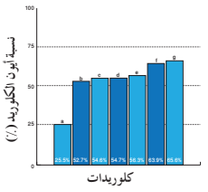
(أ) صف التدرّج في الخواصّ الذي تُلاحظه في الجدول.
(ب) اشرح هذا التدرّج في الخواصّ. هل من المحتمل حدوث هذا التدرّج في المجموعات الأخرى من الجدول الدوري؟

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. الرسم البياني في الأعمدة أدناه يُصنّف كلوريدات كلّ من Pb وCu وCo وNi وMn وCa وFe وبالنسبة المئوية لأيون الكلوريد في كلّ منها. اكتب الصيغ الكيميائية لكلّ مركّب موضّح في الرسم.



11. اكتب صيغة كلّ من المركّبات التالية:
(أ) أكسيد الكالسيوم
(ب) أكسيد الزنك (II)
(جـ) أوّل أكسيد الكربون
(د) أكسيد الألمنيوم
(هـ) ثاني أكسيد الكبريت
(و) فوق أكسيد الصوديوم

6. (أ) تزداد درجات الانصهار والغليان بزيادة الكتلة الذرّية.
(ب) ينتج العدد الأكبر من الإلكترونات في الذرّات الأكبر من التفاعلات الجزيئية القوية بين الجزيئات. لذلك، تزداد درجات الغليان والانصهار كلّما اتّجهنا إلى أسفل أيّ مجموعة في الجدول الدوري.

7. حجم الأرض غير كافي لاحتواء هذه العناصر خفيفة الوزن باستثناء تلك التي على شكل مركّبات مثل الهيدروجين (H_2). بالرغم من ذلك، نجد أنّ النجوم تتكوّن بدرجة كبيرة من الهيدروجين والهيليوم، وتستطيع احتوائهما لأنّ لهما كتلًا أكبر وقوّة شدّ وجذب أكبر.

8. تتطلّب جميع الطرق إدخال طاقة إمّا كهربائية أو حرارية. ينتج عن إعادة تشكيل البخار أوّل أكسيد الكربون السامّ، ويتطلّب ذلك استخدام مصدر غير متجدّد من الغاز الطبيعي، فيما ينتج عن الطريقة المستخدمة للبخار وفحم الكوك الأبيض ثاني أكسيد الكربون.

9. يتطلّب إنتاج الألمنيوم من مناجمه كمّيات هائلة من الطاقة الكهربائية. من المحتمل أن تكون إعادة تدوير فلزّ الألمنيوم أقلّ تكلفة، وبالتالي يتقلّص التلوّث البيئي الذي يُسبّبه توليد الكهرباء.

10. (أ) $PbCl_2$
(ب) $CuCl_2$
(جـ) $CoCl_2$
(د) $NiCl_2$
(هـ) $MnCl_2$
(و) $CaCl_2$
(ز) $FeCl_3$

11. (أ) CaO
(ب) HgO
(جـ) CO
(د) Al_2O_3
(هـ) SO_2
(و) Na_2O_2

12. (أ) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
(ب) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
(جـ) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10} 5s^1$
(د) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
(هـ) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
(و) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$
(ز) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
(حـ) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10}$

13. اختبر التصميمات العملية للطلّاب وتأكّد من نجاحهم في اختبار مقارنة التآكل للفلزّات المختلفة.

14. سوف تختلف قوائم الطلّاب. تقضي الطريقتان الأكثر شيوعًا بوزن العيّنة بعناية وتركها لتتبخّر، ثمّ معاودة وزنها مرّة أخرى أو إجراء اختبار التوصيل الكهربائي للعيّنة.

15. $2Ak_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2AkOH_{(aq)} + H_{2(g)}$

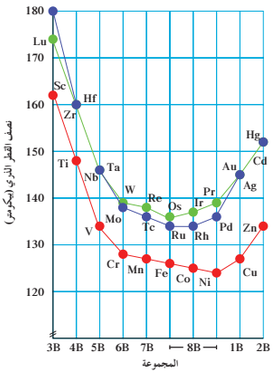
12. اكتب الترتيب الإلكتروني الكامل لكلّ من:
(أ) $_{26}Fe$ (ب) $_{23}V$ (جـ) $_{47}Ag$ (د) $_{26}Fe^{3+}$
(هـ) $_{29}Cu$ (و) $_{28}Ni$ (ز) $_{32}Zn$ (حـ) $_{47}Ag^{+}$

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:



16. يختلف حجم العناصر الانتقالية بانتظام، وبالتحرّك عبر الدورة يتناقص الحجم ببطء ثمّ يبدأ في الزيادة ما بين المجموعات B.

مشاريع الوحدة

1. نحصل على المغنيسيوم من مياه البحر بإجراء خطوات متعدّدة تتحوّل بها إلى هيدروكسيد المغنيسيوم ثمّ إلى مغنيسيوم. تذوب الكمّية الكبيرة في المحيطات وتجعلها مصادر كافية لا نهائية.
2. يشكّل الهيدروجين مصدر وقود نظيف لا يلوّث البيئة، ولكن المشكلة تكمن في عدم إمكانية إنتاجه على نطاق كبير. وغاز الهيدروجين قابل للاشتعال والانفجار ويتسبّب بمشاكل أمان وخطر.
3. يجب أن يجد الطلّاب أملاحًا للفلزّات القلوية والفلزّات القلوية الأرضية في المنتجات التي تُستخدَم في المنازل، مثل ملح الطعام وصودا الخبيز ومسحوق تسليك البالوعات وغيرها.

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.

أسئلة مراجعة الوحدة 3

ملاحظات

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 ايضًا 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

الصف العاشر 10

كتاب المعلّم

الجزء الأوّل

ISBN 978-614-406-314-9

PEARSON
Scott Foresman

مَركَز البُحوث التّربَويّة

الكيمياء