الوحدة 1 الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر

مقدِّمة الوحدة

تناقش هذه الوحدة الاتجاهات الدورية للعناصر التي تحدّد موقع العنصر في الجدول الدوري.

C1201 توقّع من الطالب أن يفهم ويشرح مفهوم الاتجاهات الدورية من حيث الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر.

الدرس 1-1 توقّع الخصائص الفيزيائية و الكيميائية للعناصر

- الجدول الدوري الحديث
- طاقة التأيّن الأولى
- المَيْل الإلكتروني
- السالبية الكهربائية

الدرس 1-2 الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة الرابعة IV A (14)

- تدرج قيم درجات الانصهار
- تدرج التوصيل الكهربائي
- تفاعلات أكاسيد الكربون والسيليكون كأحماض
- تفاعلات أكاسيد الجرمانيوم والقصدير والرصاص كقواعد
- تفاعلات أكاسيد الجرمانيوم والرصاص والقصدير كأحماض
- الاستقرار الحراريّ لأكاسيد عناصر المجموعة الرابعة

الدرس 1-3 الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة السابعة VII A (17)

- الهالوجينات كعناصر نقيّة
- تدرج نشاط العناصر بوصفها عوامل مؤكسدة
- الاستقرار الحراري للهاليدات
- الكشف عن أيونات الهاليد باستخدام محلول $AgNO_3$ ومحلول NH_3 المخفف والمركز

الوحدة 1: 5E

5E	العنوان
يدمج	الدرس 1-1: هل تعرف العناصر بشكل جيّد؟
	الدرس 1-2: كيف تبدو عناصر المجموعة الرابعة (IVA)؟
	الدرس 1-3: ما الخصائص المميّزة لعناصر المجموعة السابعة (VIIA)؟
يستكشف	الدرس 1-1: توقّع درجة انصهار عنصر الصوديوم
	الدرس 1-1: هل يوجد إستثناء مماثل في الدورة الثالثة؟ ماذا عن الدورة الرابعة؟
	خبرة التعلم 1-1: التدرّج في طاقة التأيّن و المَيْل الإلكتروني والسالبية الكهربائية
	الدرس 1-2: درجات انصهار السبائك
	خبرة التعلّم 1-3: عناصر المجموعة السابعة (VIIA): الخصائص والاتجاهات
يشرح	الدرس 1-1: مقارنة طاقة التأيّن لكلٍّ من Br و Kr و K
	الدرس 1-1: ما الغاز النبيل الذي له أعلى قيمة مَيْل إلكتروني موجبة؟
	خبرة التعلم 1-1: التدرّج في طاقة التأيّن والمَيْل الإلكتروني والسالبية الكهربائية
	خبرة التعلم 1-2: عناصر المجموعة الرابعة IVA (14): الخصائص والاتجاهات
	الدرس 1-3: يفسّر سبب وضع الثلج في الصحن الزجاجي الذي يغطّي الدورق الذي يحتوي على اليود أثناء تسخينه في الشكل 1-23
	خبرة التعلّم 1-3: عناصر المجموعة السابعة VIIA (17): الخصائص والاتجاهات
يتوسع	الدرس 1-1: هل تستطيع استنتاج التوزيع الإلكتروني لكلّ عنصر باستخدام جدول طاقات التأيّن المتتالية للعنصر؟
	خبرة التعلّم 1-2: عناصر المجموعة الرابعة IVA (14): الخصائص والاتجاهات
	خبرة التعلّم 1-3: مشروع البحث؛ عناصر المجموعة السابعة VIIA (17): الخصائص والاتجاهات
يقيم	مراجعة الدرس 1-1 و 1-2 و 1-3؛ تقويم الوحدة الأولى

الوحدة 1 الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر

ملخّص الوحدة

في هذه المرحلة يكون الطلاب على دراية واسعة بالاتجاهات الدوريَّة لخصائص العناصر الأساسية في الجدول الدوري.

يشرح الدرس 1-1 الاتجاهات في طاقات التأيّن والمَيْل الإلكتروني والسالبية الكهربائية. سيتاحُ للطلاب إعداد رسوم بيانية لمختلف الخصائص الفيزيائية والكيميائية داخل المجموعات ووصف الاتجاهات الموجودة في تلك المجموعة. وسيتعلم الطلاب أيضًا كيفية توقّع عدد إلكترونات التكافؤ لعنصر ما من خلال طاقات التأيّن المتتالية لهذا العنصر.

يركّز الدرس 1-2 على خصائص عناصر المجموعة الرابعة IVA (14). وسيدرك الطلاب التدرج في التوصيل الكهربائي إدراكًا كاملًا. وسيتعلمون أيضًا طبيعة المواد الأمفوتيرية وسيتدّربون على كتابة تفاعلات الحمض- القاعدة لتلك العناصر.

يركّز الدرس 1-3 على خصائص عناصر المجموعة السابعة VIIA (17). سيلاحظ الطلاب تسامي اليود ويتعلّمون أن الهالوجينات هي عوامل مؤكسدة، حيث أن هذه فرصة جيّدة لمراجعة تفاعلات الأكسدة والاختزال. سيُتاح للطلاب أيضًا فرصة القيام بالتجارب العملية في المختبر لفحص وجود أيونات الهاليدات في المركّبات.

أخطاء شائعة

- **تفقد الذرة الإلكترون تلقائيًا.** والصحيح هو أنه يجب تزويد الذرة بطاقة التأيّن لتفقد إلكترونًا. وهذا لا يحدث تلقائيًا ولكنْ في ظلّ ظروف محدّدة فقط.
- **يمكن فقط إزالة إلكترونات التكافؤ من الذرة.** والصحيح هو أنه يمكن نزع إلكترونات من مستويات الطاقة الأخرى، ولكنَّ هذا يتطلَّب المزيد من الطاقة.
- **يجذب كلّ بروتون في النواة إلكترونًا واحدًا.** والصحيح انّه يمكن أن تجذب جميع البروتونات في النواة جميع الإلكترونات ، ولكنَّ هناك إلكترونات حاجبة. تقلّل الإلكترونات الحاجبة قوى الجذب والمسافة بين البروتونات في النواة وبعض الإلكترونات.

مخطط الوحدة

الدرس	عدد الحصص	مخرجات التّعلم	الكفايات
1-1 توقّع الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر	7	C1201.1 C1201.2	
2-1 الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة الرابعة IVA (14)	6	C1201.3	
3-1 الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة السابعة VIIA (17)	5	C1201.4	

الكفايات

- التفكير الإبداعي والناقد
- الكفاية اللغوية
- التعاون والمشاركة
- حل المشكلات
- الكفاية العددية
- التواصل
- البحث والاستقصاء

المهارات العلمية والكفايات

يُتوقَّع من الطالب أن:

- يستكمل ثلاث خبرات تعلُّمية (أنشطة وتجارب).
- يستخدم مهارات حلّ المشكلات الرياضية لحساب إلكترونات التكافؤ عندما تكون طاقة التأيّن معروفة.
- يعزّز مهارات الاتصال والتواصل من خلال البحث في الخصائص وإعداد الرسوم البيانية التي تمثّل الاتجاهات المختلفة.
- يستخدم مهارات الاستقصاء والبحث في خبرات التعلّم الثلاث.

دليل المعلّم

الدرس 1-1

توقّع الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر

مصادر تعلّم الدّرس

الموضوع/ الوقت	المحتوى	موارد كتاب الطالب	موارد كتاب المعلم
1 حصّة	هل تعرف العناصر بشكل جيّد؟	صفحات 4-5	الصفحة 9 ورقة عمل 1-1
1 حصّة	الجدول الدوري الحديث	صفحة 6	الصفحة 10
2 حصّة	طاقة التأيّن الأولى	صفحات 7-9	الصفحتان 11-12
1 حصّة	المَيْل الإلكتروني	صفحة 10	الصفحة 13
1 حصّة	السالبية الكهربائية	الصفحتان 11-12	الصفحة 14
1 حصّة	استقصاء الطالب	صفحة 13	الصفحات 15-22 ورقة النشاط 1-1

الزّمن المقترح للدّرس

يستغرق هذا الدرس (7) حصص، ويتضمّن حصّة واحدة لنشاط عن تدرُّج بعض خواصّ العناصر ومناقشة الأفكار وورقة العمل.

الأنشطة	مواد من أجل النّشاط
1-1 التدرّج في طاقة التأيّن والمَيْل الإلكتروني والسالبية الكهربائية	جداول البيانات والجدول الدوري وورقة الرسم البياني.

مخرجات التعلّم

C1201.1 يشرح العوامل المؤثّرة على طاقات التأيّن للعناصر والتدرّج في طاقات التأيّن بالاتجاه إلى يمين الدورة الواحدة، وإلى أسفل المجموعة الواحدة من الجدول الدوري.

C1201.2 يشرح الاتجاهات الدورية في المَيْل الإلكتروني والسالبية الكهربائية.

المعرفة السابقة

يُفترض أن يكون الطلاب على دراية بالمواضيع الآتية:

- كيفية كتابة التوزيع الإلكتروني للعناصر
- ما إلكترونات التكافؤ؟

المفردات

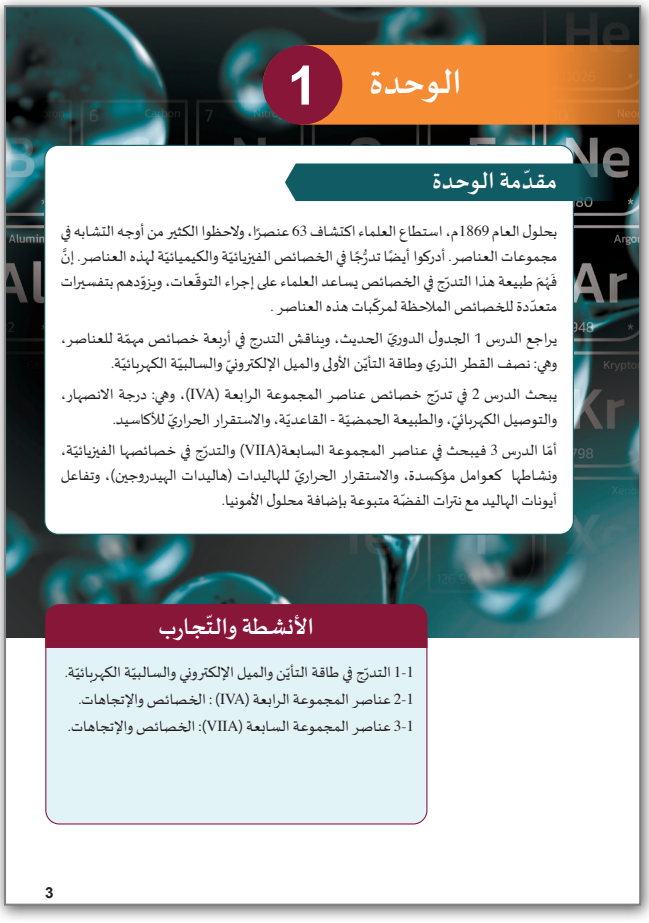
First ionization energy	طاقة التأيّن الأولى
Electron affinity	المَيْل الإلكتروني
Electronegativity	السالبية الكهربائية

افتتاحية الدرس

من أجل تنشيط ذاكرة الطلّاب، ابدأ الوحدة بمراجعة خصائص عناصر المجموعة الأولى من الجدول الدوري (الفلزات القلوية). يُفضّل عرض هذه العناصر على الطلاب إذا ما توافرت لديك .يستمتع الطلاب بمشاهدة احتراق الليثيوم والصوديوم وإنْ كانوا قد شاهدوا هذا العرض من قبل.

إذا لم تتوافر العناصر، يمكنك تحقيق الهدف نفسه من خلال عرض مقطع فيديو عن خصائص عناصر المجموعة الأولى لتبيّن للطلاب بعض الاتجاهات الدورية لخصائص هذه العناصر.

1. الليثيوم ليّن يسهل قطعه ، والصوديوم أكثر ليونة، ويمكن قطعة بسكين .أما البوتاسيوم فهو أكثر ليونة من الليثيوم والصوديوم. اسال الطلاب : ماذا نعرف عن بقية عناصر هذه المجموعة ؟
نستنتج أنَّ ليونة عناصر المجموعة الأولى تزداد كلّما اتجهنا من أعلى المجموعة إلى أسفلها.
2. يتفاعل الليثيوم مع الماء مولّدًا شرارات خفيفة، أمّا الصوديوم فيتفاعل بعنف مع الماء. أمّا البوتاسيوم فيبدو كشعلة تطفو على سطح الماء نتيجة تفاعله الشديد مع الماء. ماذا يخبرنا هذا عن تفاعل الروبيديوم مع الماء؟
يتفاعل بعنف أكثر من العناصر التي تسبقه في الجدول الدوري.
3. ناقش مع الطلاب أنَّ بمجرد ملاحظة نمط خصائص لعنصرين او اكثر في المجموعة ذاتها يمكن أن تتوقع خصائص العناصر الأخرى.



افتتاحية الدرس

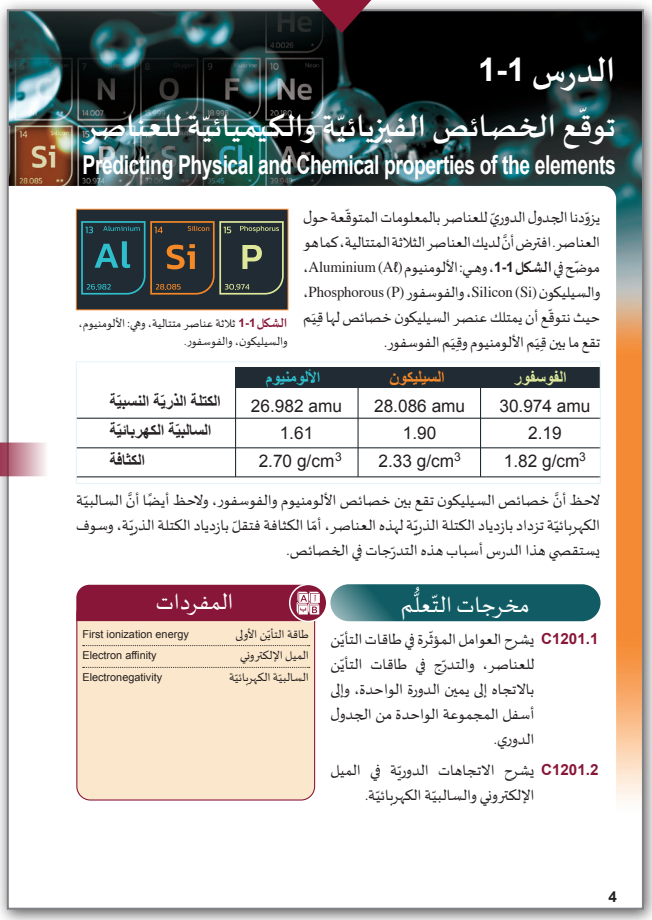
1. لجعل مقدّمة الدرس ممتعة، ابدأ الدرس بسؤال الطلاب : كيف تُرتَّب العناصر في الجدول الدوري؟

سيتذكّر الطلاب من خبرات السنوات السابقة أن الجدول الدوري يُرتّب العناصروفق توزيعها الإلكتروني وعدد مستويات الطاقة وخصائصها. ذكّرهم بأنَّ معرفة موقع العنصرفي الجدول الدوري، تقودنا إلى معرفة الكثيرعن خصائص العنصر الكيميائية والفيزيائية.

2. اطرح على الطلاب الأسئلة الواردة في كتاب الطالب : أيّ عنصر هو المكوّن الرئيس للرمل ويدخل في تركيب أجهزة الحاسوب؟ **(السيليكون)**

3. اسمح للطلاب باستخدام الجدول الدوري ثم اسألهم مرة أخرى : ما هو العنصر الذي تكاد كثافته أن تكون ضعف كثافة الرصاص، وتكون قيمته أكثر من الذهب ؟ **(البلاتين)**

4. استخدم ورقة العمل (1-1) لديك. وزّع الطلاب الى مجموعات ثنائية وزوّد كل مجموعة بورقة قياس A3 ومقصّ وصمغ. كلّف الطلاب أن يقصّوا خصائص وأسماء العناصر .اطلب إليهم وضع هذه الخصائص في الترتيب الصحيح على ورقة A3. اسمح للطلاب باستخدام جداولهم الدورية والمراجع البحثيَّة الأخرى.



الدرس 1-1

توقّع الخصائص الفيزيائيّة والكيميائيّة للعناصر

Predicting Physical and Chemical properties of the elements

يزوّدنا الجدول الدوريّ للعناصر بالمعلومات المتوقّعة حول العناصر. افترض أنَّ لديك العناصر الثلاثة المتتالية، كما هو موضّح في **الشكل 1-1**، وهي: الألومنيوم (Aluminium (Al، والسيليكون (Silicon (Si، والفوسفور (Phosphorous (P، حيث نتوقّع أن يمتلك عنصر السيليكون خصائص لها قِيَم تقع ما بين قِيَم الألومنيوم وقِيَم الفوسفور.

الشكل 1-1 ثلاثة عناصر متتالية، وهي: الألومنيوم، والسيليكون، والفوسفور.

	الألومنيوم	السيليكون	الفوسفور
الكتلة الذريّة النسبيّة	26.982 amu	28.086 amu	30.974 amu
السالبيّة الكهربائيّة	1.61	1.90	2.19
الكثافة	2.70 g/cm^3	2.33 g/cm^3	1.82 g/cm^3

لاحظ أنَّ خصائص السيليكون تقع بين خصائص الألومنيوم والفوسفور، ولاحظ أيضًا أنَّ السالبيّة الكهربائيّة تزداد بازدياد الكتلة الذريّة لهذه العناصر، أمّا الكثافة فتقلّ بازدياد الكتلة الذريّة، وسوف يستقصي هذا الدرس أسباب هذه التدرّجات في الخصائص.

مخرجات التّعلُّم

C1201.1 يشرح العوامل المؤثّرة في طاقات التأيّن للعناصر، والتدرّج في طاقات التأيّن بالاتجاه إلى يمين الدورة الواحدة، وإلى أسفل المجموعة الواحدة من الجدول الدوري.

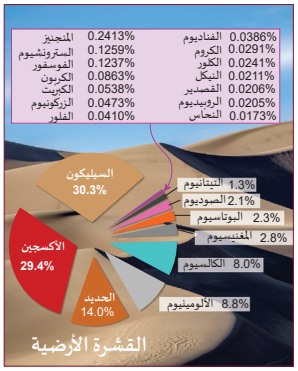
C1201.2 يشرح الاتجاهات الدوريّة في الميل الإلكتروني والسالبيّة الكهربائيّة.

المفردات

First ionization energy	طاقة التأيّن الأولى
Electron affinity	الميل الإلكتروني
Electronegativity	السالبيّة الكهربائيّة

هل تعرف العناصر بشكل جيّد؟

أي عنصر هو المكوّن الرئيسي للرمل ويدخل في تركيب أجهزة الحاسوب؟



الشكل 2-1 نسبة وفرة العناصر في القشرة الأرضية.

يتواجد السيليكون والأكسجين في العديد من المعادن وتسمى السيليكات (SiO_4^{4-})، وهذان العنصران يشكلان 59.7% من القشرة الأرضية. وهذا يشمل جميع الرمل الموجود في دولة قطر.

الشبابيك في غرفة صفك مصنوعة من زجاج جير الصودا الذي يحتوي 70% سيليكا (SiO_2)و 11% صودا (Na_2O) و9% جير غير مطفأ (جير حي) (CaO).

بعد الكربون، يعتبر السيليكون من أخف العناصر التي تكوّن أربع روابط كيميائية تساهمية. هذه الخاصية تجعل منه شبه موصل للتيار الكهربائي. جميع الأجهزة الإلكترونية تعتمد على السيليكون من بينها الحاسوب والهاتف المحمول وأجهزة التحكّم في محرك السيارة والراديو .

ما العنصر الذي كثافته تساوي ضعف كثافة الرصاص، وتكون قيمته أغلى من قيمة الذهب؟

الشكل 3-1 مواد مصنوعة من البلاتين.

يمتلك مكعّبٌ حجمه 1cm^3 من الرصاص، كتلةً مقدارها 11.3 g، في الوقت الذي يمتلك فيه حجم مساوٍ له من البلاتين كتلةً مقدارها 21.5 g. لذا، فإن البلاتين أكثر كثافة من الرصاص. إنّه فلز فضيّ اللون غالي الثمن، ولهذا، فإنّه يُستخدم في صناعة المجوهرات. فلز البلاتين ذو قيمة عالية في الصناعة لأنه ثابت وخامل كيميائيًا. الأسطح النشطة الموجودة في المحوّل المحفّز المستخدم في السيارات الحديثة مصنوعة من السيراميك المطليّ بالبلاتين؛ وتُستخدم أنواع الطلاء الرقيقة من البلاتين في داخل فوهات محركات الطائرات وفي حواف شفرات الحلاقة.

الجدول الدوري الحديث

1. ناقش مع الطلاب كيفية تغيّر خصائص العناصر بالاتجاه خلال المجموعة الواحدة من أعلى الى أسفل، أو بالاتجاه عبر الدورة الواحدة من اليسار إلى يمين الدورة.
2. يتناقص نصف القطر الذرّي عند الاتجاه عبر الدورة الواحدة من اليسار إلى يمين الدورة.
3. يتزايد نصف القطر الذرّي خلال المجموعة الواحدة من أعلى المجموعة إلى أسفلها.
4. تتناقص الكثافة بالاتجاه خلال المجموعة الواحدة من أعلى المجموعة إلى أسفلها.
5. تتناقص درجة الانصهار ودرجة الغليان بالاتجاه خلال المجموعة الواحدة من أعلى إلى أسفل في المجموعات التي تقع إلى يسار الجدول الدوري، ولكنها تزداد في المجموعات التي تقع إلى يمين الجدول الدوري.
6. يزداد النشاط الكيميائي للعناصر عند الاتجاه خلال المجموعة الواحدة من أعلى إلى أسفل في المجموعات التي تقع إلى يسار الجدول الدوري، ولكنّه يتناقص في المجموعات التي تقع إلى يمين الجدول الدوري.
7. اطلب إلى الطلاب توقّع درجة انصهار الصوديوم إذا علموا أن درجة انصهار الليثيوم هي 181°C ودرجة انصهار البوتاسيوم هي 63.5°C. ذكّر الطلاب بأنَّ الصوديوم يقع بين الليثيوم والبوتاسيوم في المجموعة الأولى من الجدول الدوري، وأنّ درجة الانصهار تتناقص عند الانتقال من الليثيوم إلى البوتاسيوم، وهذا يعني أنّ درجة انصهار الصوديوم يجب أن تكون ذات قيمة تقع بين 63.5°C و 181°C .

8. الإجابة الفعلية هي 97.9°C.

نشاط

اطرح على الطلاب أسئلة مقارنة، مثل: درجة غليان الفلور 188°C- ودرجة غليان البروم 59°C. توقّع درجة غليان الكلور.

يجب أن يكون الجواب بين الرقمين.

ودرجة الغليان الفعلية للكلور 34°C-.

الوحدة 1: الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر

الجدول الدوري الحديث

يرتّب الجدول الدوريّ الحديث العناصر بحسب تدرّج متكرّر بالخصائص الكيميائيّة. يبيّن **الشكل (1-4)** تدرج نصف القطر الذريّ للعناصر الـ (54) الأولى في الجدول الدوريّ. يتناقص نصف القطر الذري عبر الدورة بالإتجاه من اليسار الى اليمين ويتزايد خلال المجموعة بالإتجاه من أعلى الى أسفل.

الشكل 1-4 التدرج في قيم أنصاف الأقطار الذرية للعناصر الـ(54) الأولى في الجدول الدوري.

عبر دورات الجدول الدوري تقل قيم نصف القطر الذري تدريجياً من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري بسبب زيادة الشحنة الموجبة للنواة مع ثبات عدد مستويات الطاقة الرئيسة مما يزيد من قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية. وخلال المجموعات من أعلى لأسفل تزداد قيم نصف القطر الذري بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسة وبالتالي تضعف قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية.

هناك خصائص أخرى لها سلوكاً مماثلاً مثل طاقة التأين والسالبية الكهربائيّة والميل الإلكتروني. فما هي هذه الخصائص؟ وكيف تتغير خلال الجدول الدوري؟

الجدول الدوريّ الحديث مفيد للغاية، إلا أنّ هنالك تصاميم أخرى، مثل التصميم الدائريّ (**الشكل 1-5**)، والتصميم ذي الأبعاد الثلاثة، تم إنشاؤها لتوضيح العلاقات المميّزة بين العناصر على النحو الأفضل.

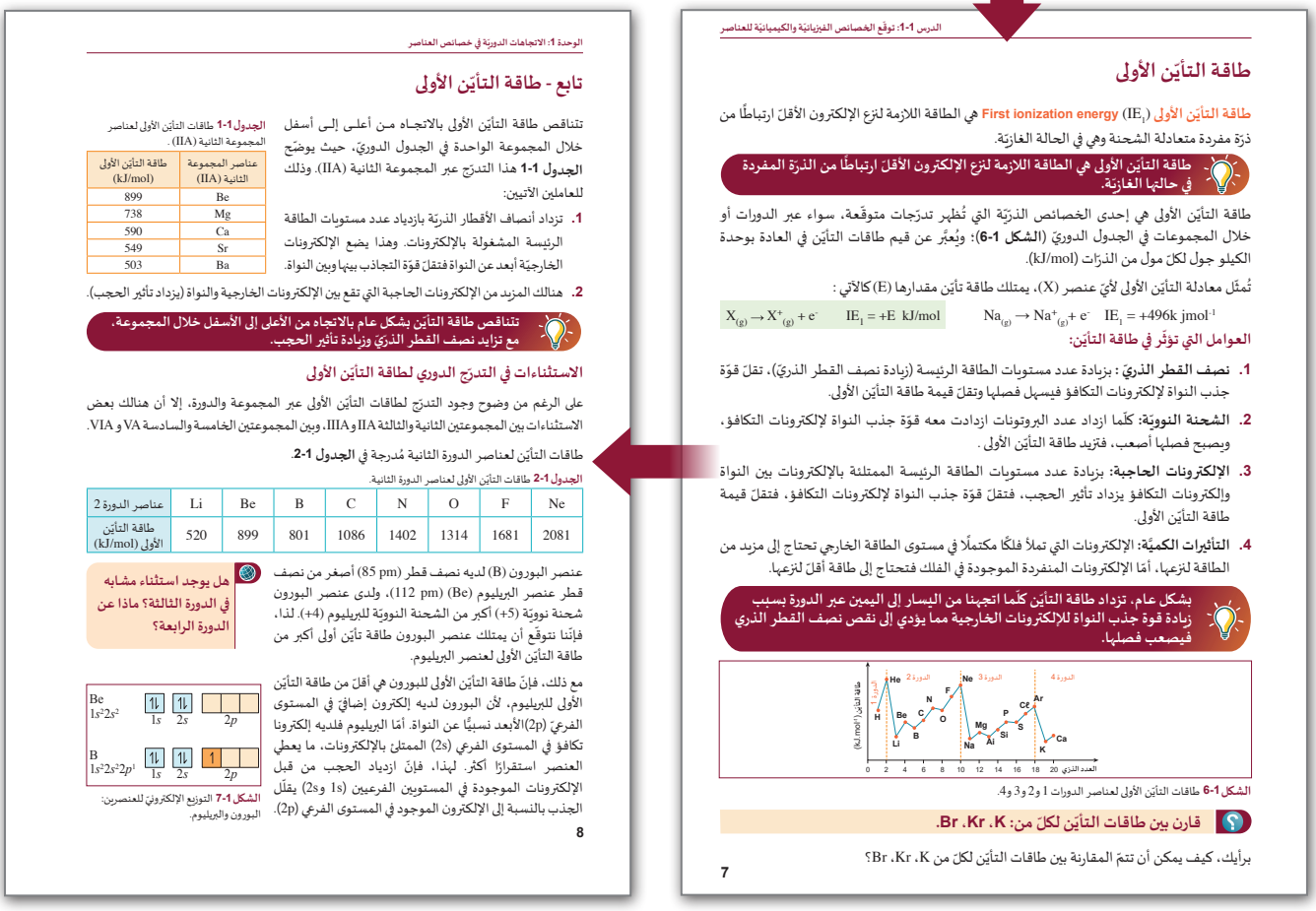
توقع درجة انصهار الصوديوم، علمًا بأنّ درجة انصهار عنصر الليثيوم هي (181 °C) ودرجة انصهار عنصر البوتاسيوم هي (63.5 °C).
تلميح: لاحظ موقع عنصر الصوديوم على الجدول الدوريّ.

الشكل 1-5 جدول دوريّ دائريّ الشكل.

6

طاقة التأيّن الأولى

1. عرّف طاقة التأيّن الأولى على أنها الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأقلّ إرتباطًا من مول واحد من الذرات في الحالة الغازية. ما العوامل التي تؤثر على طاقة التأين؟
يجب على الطلاب أن يذكروا بسهولة : كلّما ازدادت المسافة بين الإلكترون ونواة الذرة انخفضت قوى جذبه نحو النواة، وهذا يتسبَّب في أن تكون طاقة التأيّن أقلّ أيضًا.
2. اشرح كلّ ما يؤثّر في طاقة التأيّن الأولى: نصف القطر الذري والشحنة النووية والإلكترونات الحاجبة والتأثيرات الكمّية.
3. كلّف الطلاب استخدام الجدول الدوري خاصّتهم، ثم اسألهم: أيُّ عنصر له طاقة تأين أولى أقلّ: البروم أم الكربتون ؟ **(البروم)**
4. كرّر ذلك مع عناصر أخرى.
5. فسّر كيف أن بعض العناصر لا تتبع التدرّج المتوقّع. أعطِ مثالًا على هذا، مثل عنصر البورون الذي لا يتبع التدرّج المتوقّع، وذلك بسبب وجود إلكترون إضافي في المستوى الفرعي (2p) الأبعد نسبيًّا عن النواة.
6. كلّف الطلاب البحث عن إستثناءات لتدرّج طاقة التأيّن الأولى بين عناصر الدورة 3 والدورة 4.
الألومنيوم لديه طاقة تأين أولى أقلّ من المغنيسيوم. الكبريت أيضًا لديه طاقة تأيّن أقلّ من الفوسفور. في الدورة 4 لدى النيكل طاقة تأين اقل بقليل من تلك لعنصر الكوبلت وكذلك لعنصر الجاليوم طاقة تأين اقل من تلك لعنصر الخارصين.



الدرس 1-1: توقع الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر

طاقة التأيّن الأولى

طاقة التأيّن الأولى First ionization energy (IE_1) هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأقلّ ارتباطًا من ذرّة مفردة متعادلة الشحنة وهي في الحالة الغازيّة.

طاقة التأيّن الأولى هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأقلّ ارتباطًا من الذرّة المفردة في حالتها الغازيّة.

طاقة التأيّن الأولى هي إحدى الخصائص الذرّيّة التي تُظهر تدرّجات متوقّعة، سواء عبر الدورات أو خلال المجموعات في الجدول الدوريّ (**الشكل 1-6**): ويُعبَّر عن قيم طاقات التأيّن في العادة بوحدة الكيلو جول لكلّ مول من الذرّات (kJ/mol).

تُمثّل معادلة التأيّن الأولى لأيّ عنصر (X)، يمتلك طاقة تأيّن مقدارها (E) كالآتي :

$X_{(g)} \rightarrow X^+_{(g)} + e^-$ $\quad IE_1 = +E$ kJ/mol $\qquad Na_{(g)} \rightarrow Na^+_{(g)} + e^-$ $\quad IE_1 = +496k$ jmol^{-1}

العوامل التي تؤثر في طاقة التأيّن:

1. **نصف القطر الذريّ :** بزيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسة (زيادة نصف القطر الذريّ)، تقلّ قوّة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ فيسهل فصلها وتقلّ قيمة طاقة التأيّن الأولى.
2. **الشحنة النوويّة:** كلّما ازداد عدد البروتونات ازدادت معه قوّة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ، وبصبح فصلها أصعب، فتزيد طاقة التأيّن الأولى .
3. **الإلكترونات الحاجبة:** بزيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسة الممتلئة بالإلكترونات بين النواة وإلكترونات التكافؤ يزداد تأثير الحجب، فتقلّ قوّة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ، فتقلّ قيمة طاقة التأيّن الأولى.
4. **التأثيرات الكميّة:** الإلكترونات التي تملأ فلكًا مكتملًا في مستوى الطاقة الخارجي تحتاج إلى مزيد من الطاقة لنزعها، أمّا الإلكترونات المنفردة الموجودة في الفلك فتحتاج إلى طاقة أقلّ لنزعها.

بشكل عام، تزداد طاقة التأيّن كلّما اتجهنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة بسبب زيادة قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية مما يؤدي إلى نقص نصف القطر الذري فيصعب فصلها.

الشكل 1-6 طاقات التأيّن الأولى لعناصر الدورات 1 و2 و3 و4.

قارن بين طاقات التأيّن لكلّ من: K، Kr، Br.

برأيك، كيف يمكن أن تتمّ المقارنة بين طاقات التأيّن لكلّ من K، Kr، Br؟

7

تابع - طاقة التأيّن الأولى

تتناقص طاقة التأيّن الأولى بالاتجاه من أعلى إلى أسفل خلال المجموعة الواحدة في الجدول الدوريّ، حيث يوضّح **الجدول 1-1** هذا التدرّج عبر المجموعة الثانية (IIA). وذلك للعاملين الآتيين:

1. تزداد أنصاف الأقطار الذرّية بازدياد عدد مستويات الطاقة الرئيسة المشغولة بالإلكترونات. وهذا يضع الإلكترونات الخارجيّة أبعد عن النواة فتقلّ قوّة التجاذب بينها وبين النواة.
2. هنالك المزيد من الإلكترونات الحاجبة التي تقع بين الإلكترونات الخارجية والنواة (يزداد تأثير الحجب).

الجدول 1-1 طاقات التأيّن الأولى لعناصر المجموعة الثانية (IIA).

عناصر المجموعة الثانية (IIA)	طاقة التأيّن الأولى (kJ/mol)
Be	899
Mg	738
Ca	590
Sr	549
Ba	503

تتناقص طاقة التأيّن بشكل عام بالاتجاه من الأعلى إلى الأسفل خلال المجموعة، مع تزايد نصف القطر الذرّيّ وزيادة تأثير الحجب.

الاستثناءات في التدرّج الدوري لطاقة التأيّن الأولى

على الرغم من وضوح وجود التدرّج لطاقات التأيّن الأولى عبر المجموعة والدورة، إلا أن هنالك بعض الاستثناءات بين المجموعتين الثانية والثالثة IIA وIIIA، وبين المجموعتين الخامسة والسادسة VA و VIA.

طاقات التأيّن لعناصر الدورة الثانية مُدرجة في **الجدول 2-1**.

الجدول 2-1 طاقات التأيّن الأولى لعناصر الدورة الثانية.

عناصر الدورة 2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
طاقة التأيّن الأولى (kJ/mol)	520	899	801	1086	1402	1314	1681	2081

هل يوجد استثناء مشابه في الدورة الثالثة؟ ماذا عن الدورة الرابعة؟

عنصر البورون (B) لديه نصف قطر (85 pm) أصغر من نصف قطر عنصر البريليوم (Be) (112 pm)، ولدى عنصر البورون شحنة نوويّة (+5) أكبر من الشحنة النوويّة للبريليوم (+4). لذا، فإنّنا نتوقّع أن يمتلك عنصر البورون طاقة تأيّن أولى أكبر من طاقة التأيّن الأولى لعنصر البريليوم.

مع ذلك، فإنّ طاقة التأيّن الأولى للبورون هي أقلّ من طاقة التأيّن الأولى للبريليوم، لأن البورون لديه إلكترون إضافيّ في المستوى الفرعيّ (2p)الأبعد نسبيًّا عن النواة. أمّا البريليوم فلديه إلكترونا تكافؤ في المستوى الفرعي (2s) الممتلئ بالإلكترونات، ما يعطي العنصر استقرارًا أكثر. لهذا، فإنّ ازدياد الحجب من قبل الإلكترونات الموجودة في المستويين الفرعيين (1s و2s) يقلّل الجذب بالنسبة إلى الإلكترون الموجود في المستوى الفرعي (2p).

الشكل 1-7 التوزيع الإلكترونيّ للعنصرين: البورون والبريليوم.

8

التدرج في طاقات التأين المتتالية

1. اشرح استخدام المصطلحين: «طاقة التأيّن الثانية» و«طاقة التأيّن الثالثة»، على أنهما نزع الإلكترون الثاني والإلكترون الثالث الأقلّ إرتباطًا من أيون +1 وأيون +2 على الترتيب.
2. اعرض الجدول 1-3 على السبّورة وسلّط الضوء على الاختلاف الكبير في طاقات التأيّن. وعندما يحدث مثل هذا الاختلاف، فهذا يعني أن هذا المستوى الفرعي بالذات لديه أفلاك ممتلئة، وبالتالي فإنَّ من الصعب جدًا نزع الإلكترون منه.
3. على سبيل المثال، هناك فرق كبير بين طاقة التأيّن الأولى وطاقة التأيّن الثانية في الصوديوم، لأنّ مستوى الطاقة الأخير يحتوي إلكترونًا واحدًا فقط. وبذلك، فإنَّ نزع الإلكترون الثاني من مستوى فرعي ممتلئ بالكامل يتطلّب الكثير من الطاقة.
4. بالنسبة إلى المغنيسيوم، هناك فرق كبير بين طاقة التأيّن الثانية وطاقة التأيّن الثالثة. ويعود ذلك إلى إحتواء المستوى الفرعي الأخير $3s^2$ للمغنيسيوم على إلكترونين اثنين.
5. وبالمثل، فإنَّ جميع إلكترونات الأرجون الثمانية موجودة في المستوى الفرعي الأخير. وبالتالي، فإنّنا لا نرى فرقًا كبيرًا بين أيٍّ من طاقات التأيّن المتتالية.

توسّع

وزّع على الطلاب قائمة بالطاقات المتتالية لعناصر مختلفة. اطلب إليهم استخدام طاقات التأيّن لتوقّع التوزيع الإلكتروني لكلّ عنصر. ذكّرهم، بأنَّ الفرق الكبير بين طاقات التأيّن، يشير إلى أنَّ للأيون مستوى طاقة ممتلئًا.

الدرس 1-1: توقع الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر

تابع - طاقة التأيّن الأولى

لوحظ استثناء آخر بين طاقتَي التأيّن الأولى لكلّ من النيتروجين (1,402 kJ/mol) والأكسجين (1,314 kJ/mol) فاستنادًا إلى قيم نصف القطر الذريّ والشحنة النوويّة، يمكننا أن نتوقّع أنّ الأكسجين يمتلك طاقة تأيّن أولى أكبر من النيتروجين؛ ولكنّ هذا ليس صحيحًا، بل هو استثناء، سببه الكيفيّة التي ترتّبت بها الإلكترونات الخارجية في أفلاك (2p). لذا، فإنّك تلاحظ في **الشكل 1-8** أنّ الإلكترون الإضافيّ الموجود في الأكسجين يقترن بالإلكترون المنفرد الموجود في فلك (2p)الأوّل ليشكّل زوجًا من الإلكترونات.

إن اقتران إلكترون بآخر وتشكيله زوجًا من الإلكترونات ينتجان تنافرًا بين الإلكترونين في الفلك الواحد، هذا التنافر يقلّل من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون. لهذا، فإنّ الأكسجين يمتلك طاقة تأيّن أولى أقلّ من تلك التي يمتلكها النيتروجين (المستوى الفرعيّ (p) النصف ممتلئ بالإلكترونات هو أكثر استقرارًا).

		1s	2s	2p
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	↿⇂	↿⇂	↿ ↿ ↿
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	↿⇂	↿⇂	↿⇂ ↿ ↿

الشكل 1-8 التوزيع الإلكتروني لعنصري النيتروجين والأكسجين.

التدرّجات في طاقات التأيّن الثانية والتي تليها

طاقة التأيّن الثانية (IE_2) هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأقلّ ارتباطًا من الأيون الذي يحمل الشحنة +1 عندما يكون في حالته الغازية؛ ويحدث هذا بعد أن يتمّ نزع الإلكترون الأول بالفعل.

تمثّل معادلة التأيّن الثانية لأيون (X^+) لديه طاقة تأيّن ثانية (IE_2) كالآتي:

$$X^+_{(g)} \rightarrow X^{2+}_{(g)} + e^- \quad IE_2 = +E \text{ kJ/mol}$$

$$Na^+_{(g)} \rightarrow Na^{2+}_{(g)} + e^- \quad IE_2 = +4562 \text{ jmol}^{-1}$$

يحتوي **الجدول 1-3** قيم طاقات التأيّن المتتالية لعناصر الدورة الثالثة.

الجدول 1-3 قيم طاقات التأيّن المتتالية لعناصر الدورة الثالثة بوحدة kJ/mol.

IE	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
IE_1	496	738	578	787	1,012	1,000	1,251	1,520
IE_2	4,562	1,451	1,817	1,577	1,903	2,251	2,297	2,665
IE_3	6,912	7,733	2,745	3,231	2,912	3,361	3,822	3,931
IE_4	9,543	10,540	11,575	4,356	4,956	4,564	5,158	5,770
IE_5	13,353	13,630	14,830	16,091	6,273	7,013	6,540	7,238
IE_6	16,610	17,995	18,376	19,784	22,233	8,495	9,458	8,781
IE_7	20,114	21,703	23,293	23,783	25,397	27,106	11,020	11,995

لماذا تزداد طاقة التأين الثانية عن الأولى والثالثة عن الثانية؟ فسر اجابتك من حيث نصف قطر الأيون وزيادة الشحنة النووية؟

لاحظ التدرّجَين الرئيسين الآتيَين:

- عندما يتمّ نزع الإلكترونات المتتالية من حول النواة لنفس العنصر، تزداد طاقة التأيّن. لذلك، فإنّ كل طاقة تأيّن تالية تكون أكبر من التي قبلها.
  $IE_1 < IE_2 < IE_3 < IE_4 < IE_5 < IE_6 < IE_7$
- تحدث قفزة كبيرة لقيمة طاقة التأيّن عندما يتمّ نزع إلكترون داخليّ (ليس إلكترون تكافؤ) من مستوى طاقة رئيس داخليّ.

هل يمكنك استنتاج التوزيع الإلكترونيّ لكلّ عنصر من العناصر الموجودة في جدول طاقات التأيّن؟

9

المَيْل الإلكتروني

1. اعمل على تقديم مصطلح المَيْل الإلكتروني من خلال مناقشة التغيّر في الطاقة عند تكوّن أيون سالب. ما العناصر التي يُرجّح أن تكسب إلكترونات؟ وما العناصر التي لا تكتسب إلكترونات؟
2. إنّ مجموعَتَيْ (VIA) و (VIIA) هما على الأغلب تكتسبان الإلكترونات بسهولة. عندما تكتسب الإلكترونات، يكون التفاعل طاردًا للحرارة ويتمّ إطلاق الطاقة. يسمّى مقدار تغيّر الطاقة عندما يَكتسب مول واحد من الذرات مولًا واحدًا من الإلكترونات «المَيْل الإلكتروني».
3. من غير المحتمل أن تكتسب الفلزات الإلكترونات، وبالتالي، فإنَّ مَيْلها الإلكتروني يكون أقلّ. وإذا كانت الفلزات تتطلّب طاقة لاكتساب إلكترون، فسيكون للمَيْل الإلكتروني للفلزات قيمة موجبة.
4. نعلم أيضًا أنه كلّما كان نصف قطر الذرة أكبر، يكون من الصعب على الذرة أن تكتسب إلكترونًا.
5. من خلال الجمع بين هذه القواعد، يمكننا القول أن قيم المَيْل الإلكتروني تصبح سالبة أكثر بالاتجاه عبر الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين باستثناء الغازات النبيلة، وتصبح قيم المَيْل الإلكتروني بالاتجاه خلال المجموعة الواحدة من أعلى إلى أسفل موجبة أكبر.

الوحدة 1: الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر

الميل الإلكتروني

الميل الإلكتروني Electron affinity (EA) هو كمية الطاقة المُنطلقة أو المُمْتَصّة (التغيّر في الطاقة) عندما يتمّ إضافة إلكترون إلى ذرّة متعادلة كهربائيًا وهي في الحالة الغازيّة لتكوين أيون سالب.

الميل الإلكتروني هو التغيّر في الطاقة الذي يحدث عندما تكتسب ذرّة أو أيون في الحالة الغازية إلكترونًا.

يتمّ تمثيل الميل الإلكتروني للعنصر X كما يأتي:

$Cl_{(g)} + e^- \rightarrow Cl^-_{(g)}$ EA= -349 kj mol^{-1} — $X_{(g)} + e^- \rightarrow X^-_{(g)}$ الميل الإلكتروني EA = -E kj/mol

إنَّ قيم الميل الإلكتروني السالبة شائعة، وتمثّل نظامًا يُطلق طاقة: ويبيّن **الجدول 1-4** قيم الميل الإلكتروني لبعض العناصر المختارة.

الجدول 1-4 قيم الميل الالكتروني لبعض العناصر المختارة بوحدة kJ/mol.

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H −73							He >0
Li −60	Be >0	B −27	C −122	N >0	O −141	F −328	Ne >0
Na −53	Mg >0	Al −43	Si −134	P −72	S −200	Cl −349	Ar >0
K −48	Ca −2	Ga −30	Ge −119	As −78	Se −195	Br −325	Kr >0
Rb −47	Sr −5	In −30	Sn −107	Sb −103	Te −190	I −295	Xe >0

لا يوجد تدرّج منتظم خلال المجموعة في قيم الميل الإلكتروني، لأن الطاقة المصاحبة لكسب إلكترون واحد تعتمد بشكل كبير على تفاصيل التركيب الإلكترونيّ؛ في الغالب، تصبح قيمة الميل الإلكتروني سالبة بشكل أكبر عند الاتجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، إلاّ أنّ هنالك الكثير من الاستثناءات.

على سبيل المثال، إنّ قيمة الميل الإلكتروني في الدورة الثانية ذات قيمة سالبة أكبر عند التحرّك من الليثيوم إلى الفلور، إلا أنّ البريليوم والنيتروجين كلهما يمتلكان قيمة ميل إلكتروني موجبة، لأنّ عنصر Be يمتلك توزيعًا إلكترونيًا ممتلئاً وأكثر استقرارًا لإلكترونات التكافؤ هو $2s^2$). وأيّ إلكترون إضافيّ يجب أن يتوجّه إلى المستوى الفرعي (2p) الفارغ، ويحتاج هذا إلى طاقة إضافيّة. أمّا عنصر النيتروجين، فيمتلك توزيعًا إلكترونيًا نصف ممتلئ وأكثر استقرارًا لإلكترونات التكافؤ هو $2s^2 2p^3$ الذي يحتوي على (3) إلكترونات غير مرتبطة، وموجودة في أفلاك (p) مع إضافة إلكترون رابع إلى فلك (p) سيحتاج إلى طاقة، إنّ هذا الإلكترون سيتعرّض لقوّة تنافر كبيرة من قبل الإلكترونات الثلاثة الأخرى غير المرتبطة والموجودة في أفلاك (p) (**الشكل 1-9**).

الشكل 1-9 التوزيع الإلكتروني لأيون Be^-، وأيون N^-.

أيُّ غاز نبيل يجب أن يمتلك أكبر قيمة طاقة ميل إلكتروني موجبة؟ ولماذا؟

تلميح: استخدم قيم الميل الإلكتروني من مجموعات أخرى.

من المعروف أن قيَم الميل الإلكتروني للغازات النبيلة (عناصر المجموعة الثامنة VIIIA) جميعها موجبة. وإنّ إضافة أيّ إلكترون إلى أيّة ذرّة غاز نبيل تضع ذلك الإلكترون في مستوى طاقة رئيس جديد غير مشغول بالإلكترونات، وهذا يحتاج إلى طاقة.

10

يشرح

اسأل الطلاب: ما الغاز الخامل(النبيل) الذي يجب أن يكون ميله الإلكتروني الأكثر قيمة موجبة ؟ ولماذا ؟

كلّما كان من الصعب للذرات اكتساب الإلكترونات، تكون قيمة المَيْل الإلكتروني موجبة أكبر. وبالتالي، يصبح المَيْل الإلكتروني قيمة موجبة أكثر بالاتجاه إلى أسفل المجموعة. وهكذا، سيكون المَيْل الإلكتروني للزينون القيمة الموجبة الأكبر.

السالبية الكهربائية

1. تُعرف قدرة العنصر على جذب الإلكترونات الموجودة في الرابطة الكيميائية بالسالبية الكهربائية.
2. تعتمد قيمة السالبية الكهربائية على المقارنة بين العناصر من حيث قوة جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية. ونظرًا إلى أنَّ الفلور له القدرة الأكبر على جذب الإلكترونات، فإنه يتمتّع بأعلى قيمة سالبية كهربائية. وبالتالي، تُقارن السالبية الكهربائية للعناصر الأخرى بقيمة السالبية الكهربائية للفلور.
3. قبل البدء في حلّ المشكلات، كلّف الطلاب إعداد ورقة قواعد: حيث يجب عليهم كتابة القواعد للخاصيّة التي تزداد خلال المجموعة بالإتجاه من أعلى إلى أسفل المجموعة وللخاصّية التي تزداد عبر الدورة بالإتجاه من اليسار إلى يمين الدورة.
4. بعد مراجعة قواعدهم ، كلّف الطلاب اخراج جداولهم الدورية وإلقاء نظرة على مشكلة المثال. ستكون الخطوة الأولى تحديد العناصر: هذه العناصر، أهي في المجموعة نفسها أم في الدورة نفسها؟ ماذا تقول قواعدنا في موضوع التغيّرات؟ هذا سيساعد على معرفة الإجابة لمشكلة المثال.

الدرس 1-1: توقع الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر

السالبيّة الكهربائيّة

السالبيّة الكهربائيّة Electronegativity هي القدرة النسبيّة للذرّة على جذب الإلكترونات الموجودة في الرابطة الكيميائيّة. وقد طوّر العالم لويس بولينج (1994-1901م) هذا المقياس، فعيّن بشكل عشوائي الذرّة التي لها القدرة الأكبر على جذب الإلكترونات، وهي ذرّة الفلور، والتي تمتلك سالبيّة كهربائية مقدارها (3.98) تقريبًا، أما قيم السالبيّة الكهربائيّة للذرّات الأخرى جميعها، فقد تمّ ترتيبها وفقًا لذلك (**الجدول 1-5**)، بالإضافة إلى أنَّ السالبيّة الكهربائيّة ليس لها وحدة قياس.

السالبيّة الكهربائيّة هي مقياس قدرة الذرّة على جذب الإلكترونات الموجودة في الرابطة الكيميائيّة .

الجدول 1-5 قيم السالبيّة الكهربائيّة.

H 2.20																	He
Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.60

العدد الذري: 24
Cr
السالبيّة الكهربائيّة: 1.66

يتناسب التدرّج في قيم السالبيّة الكهربائيّة عبر الدورات والمجموعات في الجدول الدوريّ عكسيًّا مع التغيّرات في أنصاف القطر الذريّة. بشكل عام، عند الإتجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة في الجدول الدوريّ، وبسبب زيادة العدد الذريّ، تزداد الشحنة الموجبة للنواة، والتي تعمل على زيادة قوى الجذب ونقص نصف القطر الذريّ فتزيد قدرة الذرة على جذب إلكترونات التكافؤ فتزداد السالبيّة الكهربائيّة.

تزداد السالبيّة الكهربائيّة بشكل عام من اليسار إلى اليمين عبر الدورة في الجدول الدوري.

بالإتجاه خلال المجموعة من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوريّ، يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسة، والذي يؤدي إلى زيادة الحجم الذريّ وزيادة تأثير حجب الإلكترونات ونقص قوّة جذب النواة، فتقلّ قدرة الذرة على جذب إلكترونات التكافؤ وتقلّ قيم السالبيّة الكهربائيّة.

تتناقص السالبيّة الكهربائيّة بشكل عام من الأعلى إلى الأسفل خلال المجموعة في الجدول الدوري.

لا تميل الغازات النبيلة إلى جذب الإلكترونات. ولهذا السبب، فإنَّ بعضها لا يمتلك سالبيّة كهربائيّة. ولكنْ، قد تكوّن بعضُ ذرّات الغازات النبيلة ذات الحجم الكبير روابطَ تساهميّة في ظروف خاصّة ومحدّدة، مثل الكربتون والزنون. لذا، فإنَّ من المحتمل أن نحدّد قيمة السالبيّة الكهربائيّة لهذه العناصر.

11

مثال 1

باستخدام الجدول الدوريّ فقط، أيٌّ من البريليوم (Be) أو السترونشيوم (Sr) يمكن أن يمتلك طاقة التأيّن الأولى الأعلى؟

الحلّ

- يقع البريليوم والسترونشيوم كلاهما في المجموعة نفسها.
- تتناقص طاقة التأيّن بشكل عام بالإتجاه خلال المجموعة من الأعلى إلى الأسفل بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة وبالتالي يزداد نصف القطر الذريّ ويزداد تأثير الحجب وتقلّ قوّة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ، فيسهل فصلها.
- نتوقّع أن يمتلك البريليوم طاقة التأيّن الأولى الأعلى، لأنه موجود في موقع أعلى من السترونشيوم في المجموعة.

مثال 2

باستخدام الجدول الدوري فقط، أيٌّ من البورون (B) أو الأكسجين (O) يمكن أن يمتلك قيمة الميل الإلكترونيّ السالبة الأكبر؟

الحلّ

- يقع البورون والأكسجين كلاهما في الدورة نفسها.
- تصبح قيمة الميل الإلكتروني بشكل عام ذات قيمة سالبة أكبر، لأن العدد الذريّ للأكسجين أكبر، فتزداد قوى جذب النواة ويقلّ نصف القطر الذريّ، ما يزيد جذب النواة للإلكترون المضاف أكثر من البورون.
- نتوقّع أن يمتلك الأكسجين قيمة الميل الإلكترونيّ الأكبر، لأنه موجود في موقع أبعد إلى اليمين من البورون في الدورة.

مثال 3

باستخدام الجدول الدوري فقط، أيٌّ من الفوسفور (P) والأنتيمون (Sb) يمكن أن يمتلك السالبيّة الكهربائيّة الأعلى؟

الحلّ

- يقع الفوسفور والأنتيمون كلاهما في المجموعة نفسها.
- تتناقص السالبيّة الكهربائيّة بشكل عام بالإتجاه خلال المجموعة من الأعلى إلى الأسفل بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسة، والتي تؤدي إلى زيادة الحجم الذري مع نقص قوّة الجذب للنواة ،فتقلّ قدرة الذرّة على جذب إلكترونات التكافؤ.
- نتوقّع أن يمتلك الفوسفور السالبيّة الكهربائيّة الأعلى لأنه موجود في موقع أعلى من الأنتيمون في المجموعة.

12

1-1 التدرّج في طاقة التأيّن والميل الإلكتروني والسالبيّة الكهربائيّة

الإجابات/ عيّنة بيانات

شجّع الطلاب على القيام بهذا النشاط في مجموعات ثنائية لتحقيق مفهوم التعاون.

يطلب إلى الطلاب استكشاف خصائص مختلفة من خلال ذكر العلاقة العامة، ثمّ اقتراح تفسيرات مبنيّة على ما تعلّموه حول المَيْل الإلكتروني وخصائص أخرى. سيحتاج الطلاب إلى بيانات الجداول 1-1، 2-1، 3-1، 4-1.

يمكن أيضًا إجراء هذا التحقيق كمشروع، حيث يقدّم الطلاب ما حصلوا عليه من بيانات على ملصق. وهذا يسهّل عليهم مقارنة الاتجاهات وتباينها بالاتجاه إلى يمين الدورة وبالاتجاه إلى أسفل المجموعة.

ذكّر الطلاب بأنّ نصف القطر الذري يزداد خلال المجموعة الواحدة، عند الاتجاه من أعلى الى أسفل، ولكنه يتناقص بالاتجاه عبر الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين. وعلى الرغم من أن نصف القطر الذري يبدو كأنّه يزداد مع زيادة العدد الذري، إلّا أنه في الواقع ليس كذلك.

إعداد الرسوم البيانية

1. اطلب إلى الطلاب اختيار عنوان لكلّ رسم بياني بعناية.
2. الطلاب بحاجة إلى التفكير في المقياس الذي يجب أن يُعتمد لكلّ رسم بياني.
3. في بعض الحالات يكون الرسم البياني خطًا مستقيمًا، وفي حالات أخرى يكون الخطّ منحنيًا. لذا، ذكّر الطلاب بضرورة تركيز اهتمامهم في الاتجاه، عند القيام بوصل النقاط، وتجاهل حالات الشذوذ.

الدرس 1-1: توقع الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر

1-1 التدرّج في طاقة التأيّن والميل الإلكتروني والسالبيّة الكهربائيّة

سؤال الاستقصاء	هل يمكن استنتاج التدرّجات في طاقة التأيّن والميل الإلكتروني والسالبيّة الكهربائيّة وهل يمكن تفسيرها من البيانات؟
الموادّ المطلوبة	جداول بيانات، ورقة رسم بيانيّ.

الخطوات

1. باستخدام قيم طاقات التأيّن الأولى الموجودة لديك في **الجدولين 1-1 و1-2**، أنشئ الرسم البياني لطاقة التأين الأولى (IE_1) في مقابل العدد الذري لعناصر الدورة الثانية. انشىء رسماً بيانياً ثانياً لطاقة التأين الأولى (IE_1) في مقابل العدد الذري لعناصر المجموعة الثانية (IIA) من الجدول الدوري.
2. اذكر التدرّجات في طاقة التأيّن لكلّ رسم بيانيّ عندما يزداد العدد الذريّ.
3. باستخدام قيم طاقات التأيّن المتتالية الموجودة في **الجدول 1-3**، ارسم رسمًا بيانيًا يوضح التغيّر في طاقة التأيّن في مقابل عدد الإلكترونات المنزوعة من عنصر الألومنيوم.
4. اكتب توزيع أوفباو الإلكتروني للألومنيوم، وفسّر القفزة الكبيرة في طاقة التأيّن عندما يتمّ نزع الإلكترون الرابع.
5. باستخدام جدول بيانات قيم الميل الإلكتروني لعناصر الدورة الرابعة الموجود لديك، ارسم رسمًا بيانيًا يوضّح التغيُّر في الميل الإلكتروني في مقابل العدد الذريّ، وحدّد التدرّج العام لهذه القيم.
6. باستخدام جدول بيانات قيم السالبيّة الكهربائيّة لعناصر المجموعة السابعة (VIIA) الموجود لديك، ارسم رسمًا بيانيًا يوضّح التغيُّر في السالبيّة الكهربائيّة في مقابل العدد الذريّ، وحدّد التدرّج العام لهذه القيم وفسّرها من حيث نصف القطر الذريّ.

الأسئلة

a. اكتب توزيعات أوفباو الإلكترونية لعناصر الدورة الثانية المُستخدَمة في الرسم البيانيّ الأوّل، واذكر كيف يتغيّر عدد مستويات الطاقة الرئيسة المشغولة بالإلكترونات، وكيف يتغيّر عدد الإلكترونات الحاجبة، وكيف تتغيّر الشحنة النوويّة. ثم اذكر كيف يتغيّر نصف القطر الذريّ. فسّر التدرّج في قيم طاقة التأيّن الأولى عبر الدورة من حيث نصف القطر الذريّ.

b. كرّر ما قمت به في السؤال a، لعناصر المجموعة الثانية (IIA).

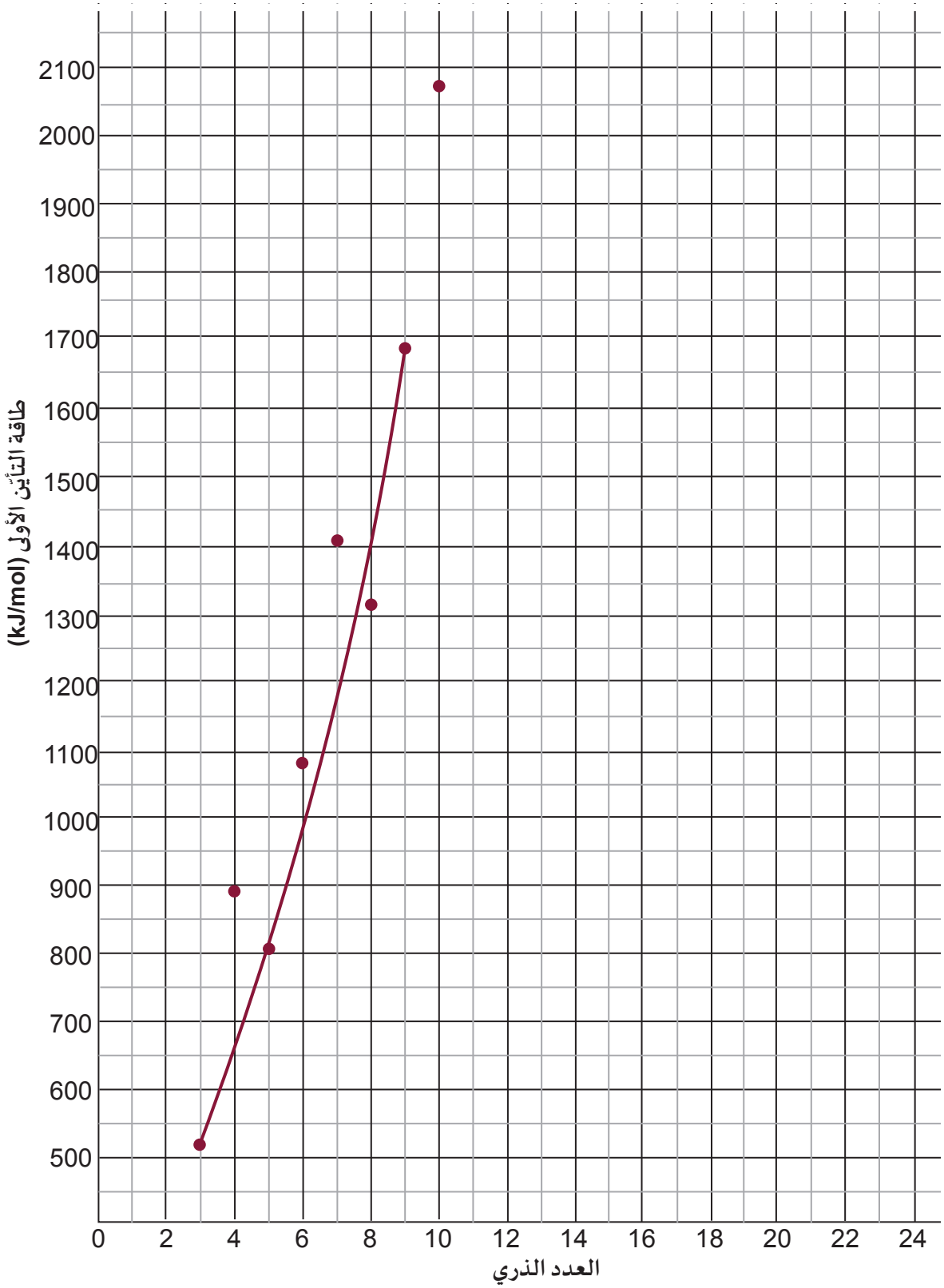
c. أعطيت طاقات التأيّن المتتالية لعنصر ما (من IE_1 إلى IE_5) بوحدة kJ/mol، على النحو الآتي: 738 و 1,451 و 7,733 و 10,543 و 13,630. اكتب التوزيع الإلكتروني العام لمستوى الطاقة الخارجي لهذا العنصر.

d. فسّر سبب امتلاك عنصر المغنيسيوم (Mg) قيمة ميل إلكتروني ذات قيمة موجبة أكثر من عنصر الصوديوم (Na).

e. قارن بين الميل الإلكترونيّ والسالبيّة الكهربائيّة.

13

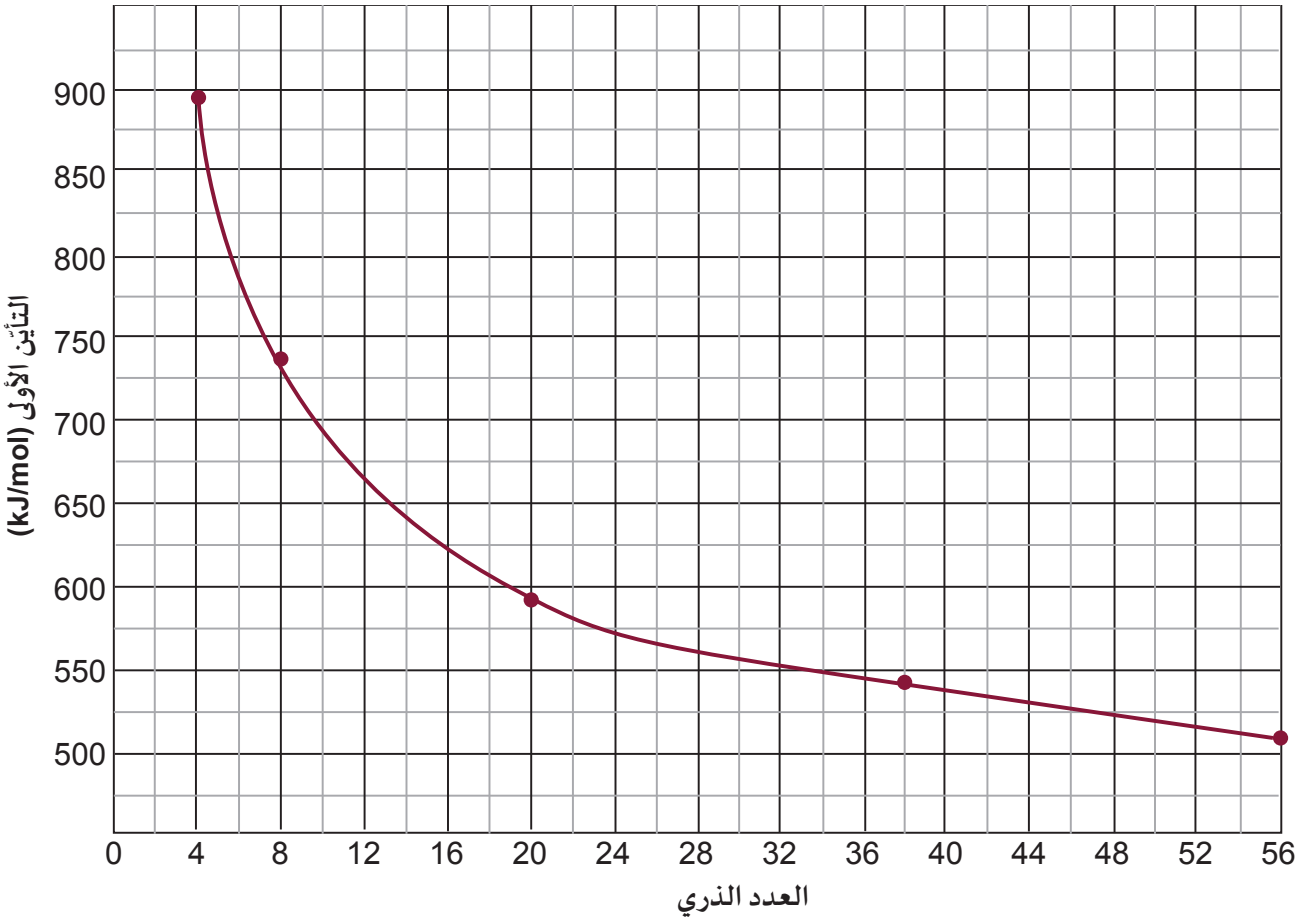
طاقة التأيّن الأولى لعناصر الدورة 2



الاتجاه في الرسم البياني:

في دورة ما، تزداد طاقة التأيّن مع ازدياد العدد الذري كلما اتجهنا من اليسار الى اليمين.

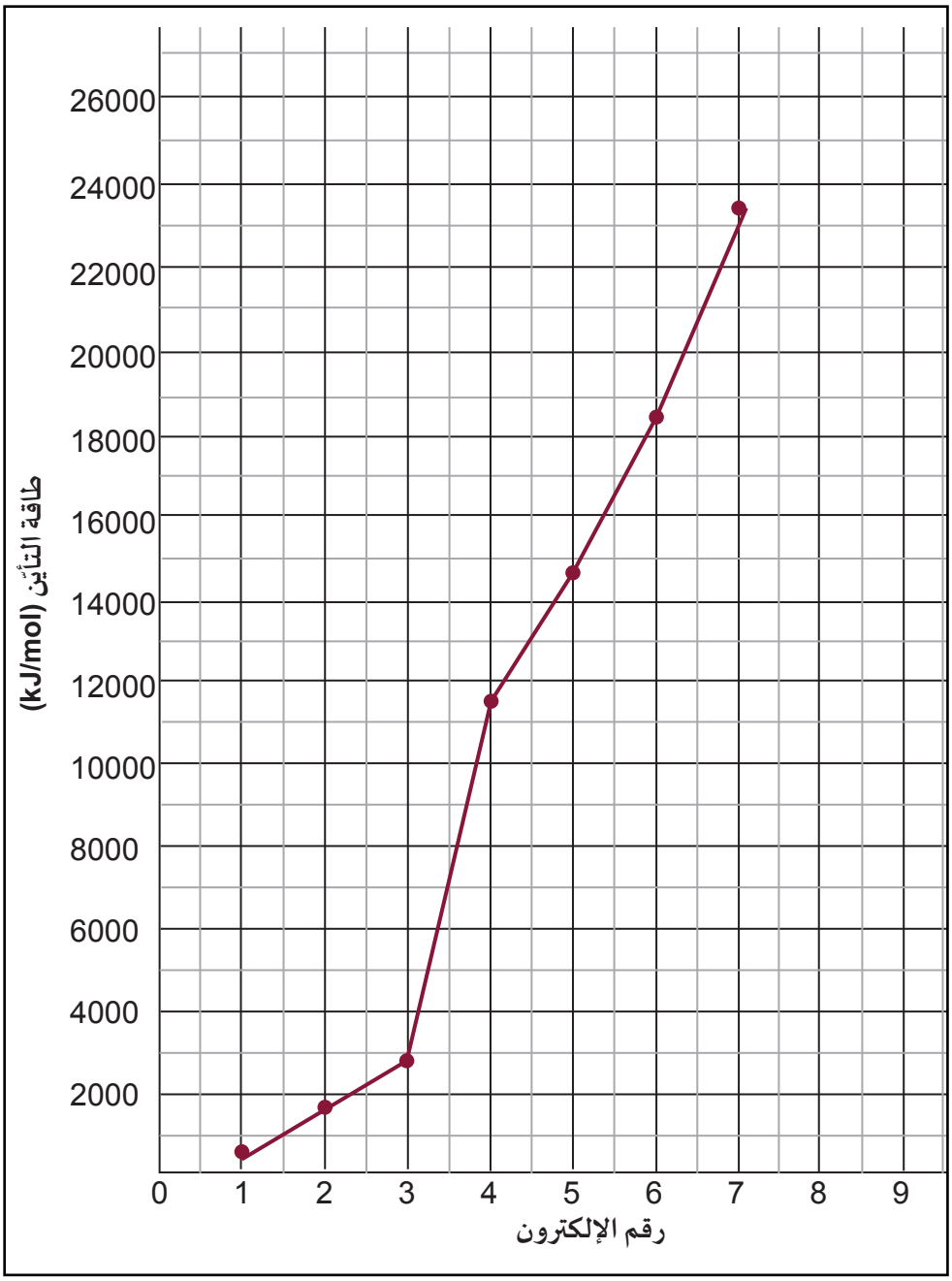
طاقة التأيّن الأولى لعناصر المجموعة الثانية



اتجاهات الرسم البياني:

في أيّة مجموعة، مع تزايد العدد الذري، تتناقص طاقة التأيّن من أعلى الى أسفل المجموعة.

بعض طاقات التأيّن المتتالية للألومنيوم



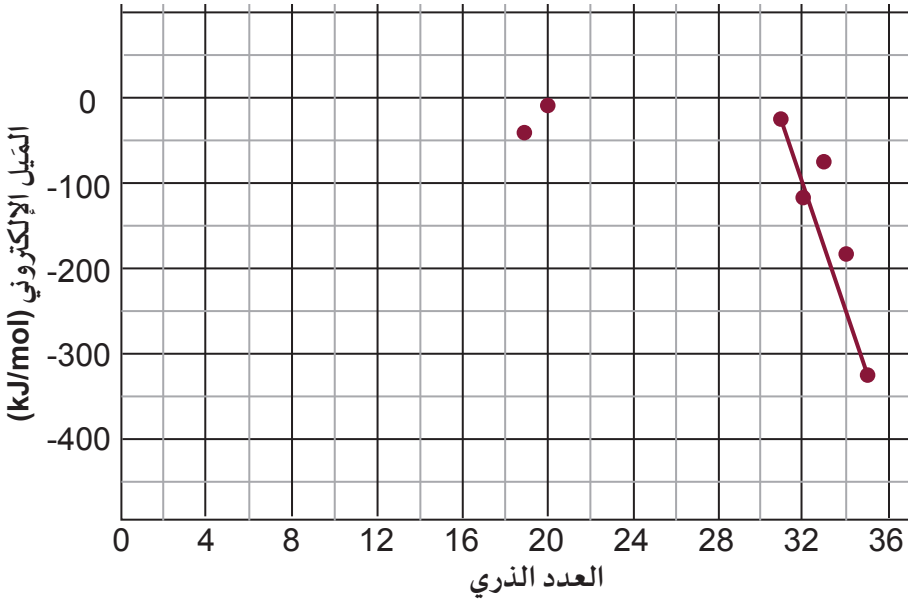
ترتيب أوفباو الإلكتروني للألومنيوم:

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

ما سبب وجود قفزة في طاقة التأيّن عند نزع الإلكترون الرابع ؟

الإلكترونات الثلاثة الأولى التي تمَّ نزعها هي الإلكترونات الثلاثة في المستويين الفرعيين (3p) و(3s). بمجرد نزعها، يجب نزع الإلكترون الرابع من المستوى الفرعي (2p) الأكثر قربًا من النواة. ولذلك، تكون الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الرابع أكبر بكثير.

المَيْل الإلكتروني لعناصر الدورة 4



حدّد الاتجاه العام للرسم البياني للمَيْل الإلكتروني، واشرح الاتجاه من حيث نصف القطر الذري.

بشكل عام، مع زيادة العدد الذري يتناقص المَيْل الإلكتروني. تصبح قيمة المَيْل الإلكتروني أكثر سالبية أو تتناقص مع زيادة نصف القطر الذري.

السالبية الكهربائية لعناصر المجموعة VII

حدّد الاتجاه العام للسالبية الكهربائية باستخدام رسمك البياني، واشرح هذا الاتجاه من حيث نصف القطر الذري.

يوضّح الرسم البياني أنه، في المجموعة الواحدة كلّما ازداد العدد الذري، انخفضت السالبية الكهربائية، لذلك يمكننا القول أنه كلّما ازداد نصف القطر الذري انخفضت السالبية الكهربائية.

الأسئلة

a. اكتب توزيعات أوفباو الإلكترونية لعناصر الدورة الثانية المستخدمة في الرسم البياني الأوّل. كيف يتغيّر عدد مستويات الطاقة الرئيسة المشغولة بالإلكترونات؟ كيف يتغيّر عدد الإلكترونات الحاجبة؟ وكيف تتغيّر الشحنة النووية؟ وكيف يتغيّر نصف القطر الذري؟ فسّر تدرّج الاتجاه في قيم طاقة التأيّن الأولى عبر الدورة من حيث نصف القطر الذري.

بالنسبة إلى عناصر الدورة الثانية المستخدمة في الرسم البياني الأول لطاقة التأيّن، فإنّ توزيع أوفباو الإلكتروني هو:

$Li = 1s^2\ 2s^1$

$Be = 1s^2\ 2s^2$

$B = 1s^2\ 2s^2\ 2p^1$

$C = 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

$N = 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

$O = 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

$F = 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

$Ne = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

لا يتغيّر مستوى الطاقة الرئيس الممتلئ في الدورة. تزداد شحنة النواة بمقدار (1)من كل عنصر للعنصر الذي يليه عبر الدورة. يتناقص نصف القطر الذري عبر الدورة، ومع تناقص نصف القطر الذري، تزداد طاقة التأيّن الأولى.

b. كرّر ما قمت به في السؤال a لعناصر المجموعة الثانية (II A).

توزيع أوفباو الإلكتروني لعناصر المجموعة (II A) المستخدمة في الرسم البياني لطاقة التأيّن الأولى، هو:

$Be = 1s^2\ 2s^2$

$Mg = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

$Ca = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

$Sr = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$

$Ba = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2$

كلّما اتجهنا خلال المجموعة من أعلى إلى أسفل، يزداد عدد مستويات الطاقة الممتلئة بالإلكترونات، وبالتالي يزداد عدد الإلكترونات الحاجبة، كذلك تزداد الشحنة النووية ويزداد نصف القطر الذري. مع ازدياد نصف القطر الذري، تنخفض طاقة التأيّن الأولى.

c. أُعطيت طاقات التأيّن المتتالية لعنصر ما (IE_1 - IE_5) kJ\mole، هي 738، 1451، 7733، 10543، و13630. أكتب التوزيع الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير لهذا العنصر.

هناك قفزة كبيرة في الطاقة بعد طاقة التأيّن الثانية. وهذا يعني أنّ هناك إلكترونَيْ تكافؤ لهذا العنصر وبالتالي يكون توزيع الإلكتروني العام للإلكترونات التكافؤ (ns^2).

d. فسّر سبب امتلاك عنصر المغنيسيوم(Mg) ميل إلكتروني ذات قيمة موجبة أكثر منه لعنصر الصوديوم(Na).

لعنصر المغنيسيوم توزيع إلكتروني لإلكترونات التكافؤ ($3s^2$)، لذلك فإن إضافة إلكترونات يجب ان تذهب الى مستوى طاقة فرعي أعلى (3p) وبالتالي تحتاج الى طاقة اكثر من تلك اللازمة الى ذرة عنصر الصوديوم ($3s^1$) حيث يضاف الإلكترون الى نفس مستوى الطاقة الفرعي . هذا يفسر امتلاك عنصر المغنيسيوم قيمة مَيْل إلكتروني موجبة أكثر من قيمة المَيْل الإلكتروني للصوديوم.

e. قارن بين المَيْل الإلكتروني والسالبية الكهربائية.

السالبية الكهربائية هي مَيْل الذرة لجذب إلكترونات الر ابطة الكيميائية. أما المَيْل الإلكتروني فهو كمية الطاقة المنبعثة عند إضافة إلكترون إلى ذرة متعادلة. ولكنّ السالبيّة الكهربائية والمَيْل الإلكتروني يزدادان عبر الدورة من اليسار الى اليمين ويقلا خلال المجموعة من أعلى بالاتجاه إلى أسفل المجموعة.

تقويم الدّرس 1-1 — الإجابات

1. أيٌّ من قيم طاقة التأيّن الأولى الآتية هي الأكثر احتمالًا لعنصر السيليكون، عندما تكون طاقة التأيّن الأولى لعنصر الفوسفور تساوي 1,012 kJ/mol؟

a. 496 kJ/mol
b. 787 kJ/mol
c. 1251 kJ/mol
d. 1520 kJ/mol

b. 787 kJ/mol

2. أيٌّ من المعادلات الآتية تمثِّل المعادلة التي تصف طاقة التأيّن الأولى لذرّة الكالسيوم؟

a. $Ca_{(s)} \rightarrow Ca^{+}_{(s)} + e^{-}$
b. $Ca_{(g)} \rightarrow Ca^{+}_{(g)} + e^{-}$
c. $Ca_{(s)} + e^{-} \rightarrow Ca^{+}_{(s)}$
d. $Ca_{(g)} + e^{-} \rightarrow Ca^{+}_{(g)}$

b. $Ca_{(g)} \rightarrow Ca^{+}_{(g)} + e^{-}$

3. بشكل عام، ما الذي يحدث لقيم طاقات التأيّن بالإتجاه خلال المجموعة من الأعلى إلى الأسفل، وعبر الدورة من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري على التوالي؟

a. تزداد، تزداد
b. تزداد، تتناقص
c. تتناقص، تزداد
d. تتناقص، تتناقص

c. تتناقص، تزداد

4. ما التدرّج العام لقيم الميل الإلكتروني عبر الدورة من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوريّ؟

a. تصبح القيم ذات قيمة سالبة أكبر.
b. تصبح القيم ذات قيمة موجبة أكبر.
c. تبقى القيم ثابتة.
d. ليس هناك أيّ تدرج عام.

a. تصبح القيم ذات قيمة سالبة أكبر.

5. لماذا يمتلك النيتروجين قيمة ميل إلكترونيّ موجبة مقارنة مع الكربون؟

a. لأن الإلكترون المضاف سيزدوج مع إلكترون آخر في فلك.
b. لأن الإلكترون المضاف سيوضع في مستوى طاقة رئيس غير مشغول بأيَّة إلكترونات من قبل.
c. لأن الإلكترون المضاف سيوضع في فلك غير مشغول بأيَّة إلكترونات من قبل.
d. لأن النيتروجين يمتلك نصف قطر ذريّ أصغر من نصف القطر الذريّ للكربون.

a. لأن الإلكترون المضاف سيزدوج مع إلكترون آخر في فلك.

6. بشكل عام، لماذا تزداد السالبيّة الكهربائيّة عبر الدورة من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوريّ؟

يقلّ نصف القطر الذري بصفة عامة عبر الدورة من اليسار إلى اليمين مع زيادة الشحنة النووية التي تجذب الإلكترونات في المستوى الطاقة الخارجي. يتمّ جذب إلكترونات التكافؤ بسهولة أكبر لأنّها أقرب إلى النواة. هذا يزيد من السالبية الكهربائية.

إعادة تدريس

1. دون النظر إلى جدول طاقة التأيّن، رتّب العناصر الآتية تنازليًا وفق طاقات التأيّن الأولى: Li، O، Ne، C، B، و F (يجب أن يتم ذلك فقط باستخدام الجدول الدوري)

Li-B-C-O-F-Ne

2. أي من العناصر المدرجة في السؤال السابق تتوقع أن تكون له أعلى طاقة تأين ثانية؟ لماذا؟

بعد إزالة إلكترون يصبح الترتيب الإلكتروني لأيون الليثيوم Li^+، مشابهًا للترتيب الإلكتروني لغاز نبيل (خامل) وبالتالي لديه طاقة تأين ثانية الأعلى.

3. هل نصف القطر الذري لـ Mg^{2+} أكبر من، أصغر من، أو يساوي نصف القطر الذري ل Mg؟

نصف القطر الذري لـ Mg^{2+} أصغر من نصف القطر الذري لـ Mg لأن الأيون فقد مستوى الطاقة (3s) وكلّ إلكتروناته مع بقاء عدد البروتونات ثابت، مما يزيد من قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية.

إثراء

1. أعط الطلاب قائمة بالطاقات المتتالية لعناصر مختلفة. اطلب إليهم استخدام طاقات التأيّن لتوقع الترتيب الإلكتروني لكل عنصر. ذكرهم، أنه عندما يكون هناك فرق كبير بين طاقات التأيّن، يكون للأيون مستوى طاقة مكتمل.

2. على سبيل المثال: عنصر موجود في الدورة 3 وطاقات التأيّن (kj\mol) الستة المتتالية هي: $IE_1 = 789$، $IE_2 = 1577$، $IE_3 = 3232$، $IE_4 = 4556$، $IE_5 = 16091$، $IE_6 = 19785$. حدد العنصر واكتب توزيعه الإلكتروني.

هناك قفزة كبيرة بعد طاقة التأيّن الرابعة. وهذا يعني أنّ للعنصر أربعة إلكترونات تكافؤ. وبالتالي هو بالدورة 3 والمجموعة الرابعة، فإنَّ العنصر الذي يحتوي على أربعة إلكترونات تكافؤ هو السيليكون. وسيكون تركيبه الإلكتروني: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$

ملاحظات

الدرس 1-2

الكيمياء الوصفيّة لعناصر المجموعة الرابعة (IVA) 14

مصادر تعلّم الدّرس

الموضوع/ الوقت	المحتوى	موارد كتاب الطالب	موارد كتاب المعلم
$\frac{1}{2}$ حصّة	كيف تبدو عناصر المجموعة الرابعة (IVA)	الصفحتان 15-16	الصفحة 28
$\frac{1}{2}$ حصّة	تدرّج قيم درجات الانصهار	الصفحة 17	الصفحة 29
$\frac{1}{2}$ حصّة	تدرّج التوصيل الكهربائي	الصفحة 18	الصفحة 30
1 حصّة	تفاعلات أكاسيد الكربون والسيليكون كأحماض	الصفحة 19	الصفحة 31
1 حصّة	تفاعلات أكاسيد الجرمانيوم والقصدير والرصاص كقواعد	الصفحة 20	الصفحة 31
1 حصّة	تفاعلات أكاسيد الجرمانيوم والقصدير والرصاص كأحماض	الصفحة 21	الصفحة 32
$\frac{1}{2}$ حصّة	الاستقرار الحراري لأكاسيد عناصر المجموعة الرابعة	الصفحة 22	الصفحة 32
1 حصّة	استقصاء الطالب	الصفحة 23	الصفحات 33-39 ورقة النشاط 2-1

الزّمن المقترح للدّرس

يستغرق هذا الدرس (6) حصص، ويتضمن حصة واحدة لنشاط عملي حول خصائص عناصر المجموعة الرابعة (IVA) ومناقشة الأفكار.

الأنشطة	مواد من أجل النّشاط
2-1 خصائص عناصر المجموعة الرابعة (IVA) (14)	جداول البيانات، الاتصال بشبكة الإنترنت.

مخرجات التعلّم

C1201.3 يلخص ويشرح التدرج في الخصائص الأتية بالاتجاه إلى أسفل المجموعة الرابعة (IV A) درجة الانصهار، والتوصيل الكهربائي للعناصر، الطبيعة الحمضية - القاعدية، والاستقرار الحراري للأكاسيد.

المعرفة السابقة

يُفترض أن يكون الطلاب على دراية بالمواضيع الآتية:

- تركيب السبيكة.
- الفرق بين الحمض والقاعدة.

المفردات

أمفوتيرية (متردّدة)	Amphoteric

افتتاحية الدرس

1. يُسلّط هذا الدرس الضوء على عناصر المجموعة الرابعة (IVA). وللبدء بالدرس، وزّع على الطلاب في البداية أقلام الرصاص وأسلاك القصدير وقطع الرصاص والسيليكون. ولكنَّ الحصول على الجرمانيوم النقيّ أمر صعب.
2. كلّف الطلاب الامساك بكل عنصر واختباره من حيث الليونة والقدرة على ترك علامات على الورقة، ومن حيث قدرة التوصيل الكهربائي والكثافة.
3. كلّف الطلاب إعداد جدول بخصائص كلّ منها، والتفكير في كيفية وصف اتجاهات تدرّج هذه الخصائص خلال المجموعة وعبر الدورة في الجدول الدوري كما وردت في الدرس 1-1. وجّه الطلاب إلى وصف خصائص المجموعة الرابعة (IVA) من حيث (تزايد أو تناقص الكثافة) بالاتجاه من أعلى الى أسفل المجموعة.
4. ذكّر الطلاب باستخدامات يمكن أن يكونوا قد عرفوها عن هذه العناصر. فقد استخدمُ الجرافيت(الكربون) كقطب كهربائي في الكيمياء الكهربائية. وقد غُلّفت بعض علب الصلب، إن لم يكن أغلبها، بالقصدير. وعرف الطلاب أيضًا الحقيقة عن اختزال الرصاص من أكسيد الرصاص. الآن، كلّف الطلاب البحث عن استخدامات هذه العناصر في شكلها النقيّ وفي مركّباتها.

الدرس 1-2

الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة الرابعة IVA (14)

Descriptive Chemistry of the Group IVA (14) Elements

يُشار أحيانًا إلى عناصر المجموعة الرابعة (IVA) باسم مجموعة الكربون. وهذه العناصر مرتّبة وفق تزايد عددها الذريّ كالآتي:

- الكربون Carbon (C)
- السيليكون Silicon (Si)
- الجرمانيوم Germanium (Ge)
- القصدير Tin (Sn)
- الرصاص Lead (Pb)
- عنصر الفليروفيوم Flerovium (Fℓ) هو عنصر صناعيّ مشعّ من صنع الإنسان، وفترة نصف العمر له قصيرة.

يُبيّن **الشكل 1-10** عيّنات لمعظم هذه العناصر. تُظهر عناصرُ هذه المجموعة عند الاتجاه إلى أسفلها الخصائص الآتية:

- زيادة نصف القطر الذريّ
- تناقص طاقة التأيّن
- تناقص الخصائص اللافلزّية وازدياد الخصائص الفلزّية.

بالإضافة إلى كلّ ما سبق، يكون التركيب الإلكترونيّ الخارجيّ العام لعناصر هذه المجموعة هو : ns^2np^2.

الشكل 1-10 a) الكربون مثل الجرافيت، b) السيليكون، c) الجرمانيوم، d) القصدير، e) الرصاص.

مخرجات التعلُّم

C1201.3 يلخّص التدرج ويشرحه في الخصائص الآتية بالاتجاه إلى أسفل المجموعة الرابعة (IVA): درجة الانصهار، والتوصيل الكهربائي للعناصر، الطبيعة الحمضية - القاعدية، والاستقرار الحراري للأكاسيد.

المفردات

Amphoteric	أمفوتيرية (متردّدة)

15

كيف تبدو عناصر المجموعة الرابعة (IVA)؟

هل نستخدم هذه العناصر في صورتها النقيّة؟

ما الخصائص التي يمكننا قياسها؟

الشكل 1-11 هذه المنتجات الأربعة يتكوّن كل منها من عنصر نقيّ، وجميعها تنتمي إلى المجموعة الرابعة (IVA).

1. **الكربون:** يستخدم الكربون النقيّ في شكل الجرافيت لأغراض متعدّدة: يُستخدم مسحوق الجرافيت كمادّة تشحيم جافّة. أمّا فراشي الجرافيت فتُستخدم في المحرّكات الكهربائيّة لانخفاض عامل احتكاكها وتوصيلها الكهربائيّ. أما أقلام الجرافيت فيستخدمها الفنّانون للرسم.
2. **السيليكون:** هو أحد العناصر الأكثر وفرة في القشرة الأرضيّة، وفي دولة قطر أيضًا. فالرمل هو في الغالب ثاني أكسيد السيليكون Silicon dioxide. والسيليكون من أشباه الموصلات. يكون السيليكون النقي في صورة بلّورات كبيرة تُقطع إلى شرائح رقيقة وتُستخدم في صناعة الإلكترونيات. يُطبع على هذه الشرائح دوائر كهربائيّة، لإنتاج أجهزة كمبيوتر ومكوّنات إلكترونيّة أخرى.

الشكل 1-12 تتكون الرمال في الغالب من السيليكون والأكسجين (السيليكا).

3. **القصدير:** القصدير النقيّ هو عنصر ليّن فضيّ اللون يسهل ثنيه. والقصدير موصل جيّد للكهرباء، ودرجة انصهاره منخفضة تبلغ 232°C. إنّ لحام القصدير المُستخدَم في تجميع المكوّنات الإلكترونيّة هو إمّا قصدير نقيّ، وإمّا خليط (سبيكة) من القصدير والرصاص أو عناصر أخرى.
4. **الرصاص:** كان معروفًا عند الشعوب القديمة لسهولة استخراجه من خاماته. والرصاص ليّن وسهل التشكيل. وقد استخدم الرومان الرصاص لصنع أنابيب المياه وكؤوس الشراب. ويأتي الرمز (Pb) من الكلمة اللاتينية «Plumbum»، وهو يعني «الفضّة السائلة». ولا يزال الرصاص النقيّ مُستخدمًا حتى يومنا هذا لمنع تسرّب المياه إلى المباني وفي الثقّالة التي يستخدمها الصيّادون. والرصاص شديد السمّية ويتسبّب في تلف الدماغ لدى الأطفال، وقد يسمّم البالغين أيضًا.

16

تدرج قيم درجات الانصهار

1. قم بشراء عدة أنواع من درجات مختلفة من سبيكة اللِحام، بما في ذلك التقليدية التي تتكوّن من 60Sn/40Pd إضافة إلى نوع واحد على الأقلّ من اللِحام «الخالي من الرصاص». أما السبيكة الشائعة فتتكوّن في الغالب من 95% من قصدير، 3% من النحاس و 1% من البزموت و 1% من الفضة. وهناك سبيكة أخرى شائعة هي 95% Sn و 5% Sb. يستطيع الطلاب استكشاف درجات الانصهار باستخدام البوتقة وموقد كحولي. عندما يبدأ الفلز بالانصهار ، استخدم مقياس الأشعة تحت الحمراء للكشف عن درجة الحرارة وتدوينها.

2. تَحَدَّ الطلاب بطرح السؤال الآتي: لماذا تنخفض درجة انصهار السبائك بالمقارنة مع الفلزات النقية المكوّنة لها؟ وإذا واجه الطلاب صعوبة في الإجابة عن هذا السؤال ، فاطلب إليهم تذكّر الاختلاف في تركيب الفلزات والسبائك، حيث تترتّب ذرات العنصر النقيّ في صفوف موحّدة. ولكنَّ ذرات العناصر المكوّنة للسبائك لا تنتظم في صفوف موحّدة بإحكام. وهذا ما يجعل الروابط بين الذرات المختلفة أضعف. اسأل الطلاب عن درجات الانصهار مرة أخرى.

هناك نوعان من الذرات المجتمعة في السبيكة لا ترتبط بإحكام كما في حالة نوع واحد من الذرات في الفلز النقيّ. وهذا ما يجعل الروابط الفلزية أضعف في المتوسّط فتقلّ درجة انصهار الخليط (السبيكة).

الدرس 2-1: الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة الرابعة IVA (14)

تدرّج قيم درجات الانصهار

يُبيّن **الجدول 1-6** درجات انصهار عناصر المجموعة الرابعة (IVA). تتناقص درجات الانصهار بشكل عام مع ازدياد العدد الذريّ عند الاتجاه من أعلى إلى أسفل المجموعة. يُعزى هذا الاتجاه جزئيًا إلى زيادة نصف القطر الذريّ. فعندما تصبح الذرّات أكبر، تضعف الروابط الفلزيّة أو التساهميّة بين الذرّات. أما القصدير والرصاص فهما استثناء.

الجدول 1-6 درجة انصهار عناصر المجموعة الرابعة (IVA).

العنصر	درجة الانصهار (°C)
الكربون (الجرافيت والألماس)	>3,000
السيليكون	1,414
الجرمانيوم	938
القصدير	232
الرصاص	327

على الرغم من أن نصف قطر ذرّات الرصاص أكبر من نصف قطر ذرّات القصدير، إلا أنّ درجة انصهار القصدير أقل من درجة انصهار الرصاص. ويُعزى ذلك إلى تشوّه الهيكل البلّوريّ للقصدير، ما يتطلّب طاقة أقلّ لكسر الروابط الفلزيّة بين ذرّات القصدير، ما يسمح للقصدير بالانصهار عند درجة حرارة أقل من الرصاص.

الشكل 1-13 سكب الرصاص المنصهر.

درجة انصهار السبائك

يوضّح **الجدول 1-6** درجات انصهار القصدير والرصاص النقيّ. ويتكوّن معظم اللحام الصناعيّ من خليط (سبيكة) من القصدير 60% والرصاص 40%. كيف تقارن بين درجة انصهار السبائك ودرجة انصهار العناصر النقية؟

يُبيّن **الشكل 1-14** طريقة بسيطة لإجراء قياس تقريبيّ لدرجة الانصهار. وتظهر النتائج حقيقة مدهشة، فقد تبلغ درجة انصهار خليط القصدير والرصاص 185°C تقريبًا وهذا أقلّ بكثير من درجة انصهار أيّ من العناصر النقيّة. فكيف تشرح هذه الظاهرة؟

الشكل 1-14 يستخدم جهاز قياس درجة الحرارة بالأشعة تحت الحمراء لقياس درجة الانصهار.

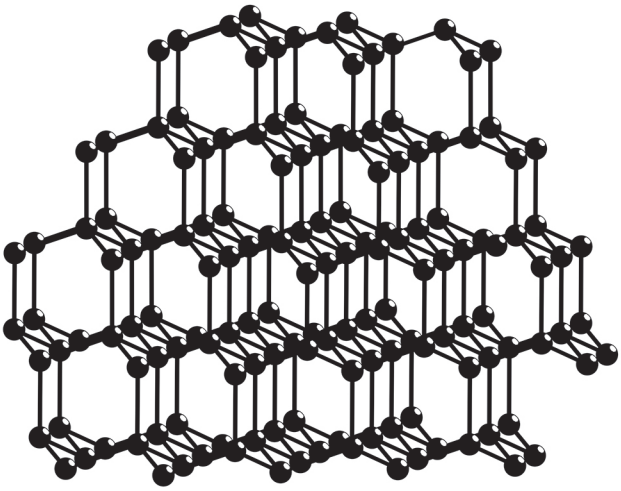
17

مراجعة موضوع السبائك

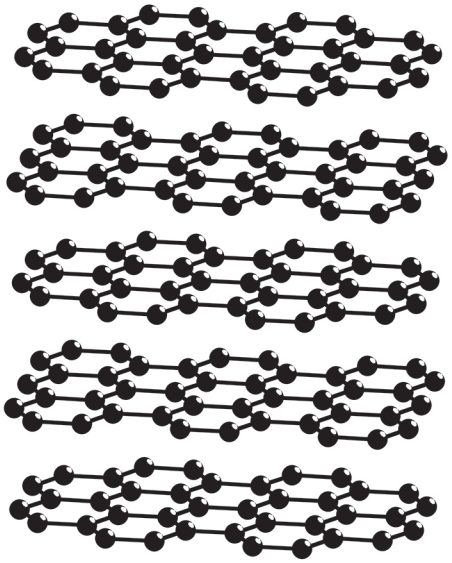
إذا كنت ترى أنَّ الطلاب لا يستطيعون تذكّر موضوع السبائك من السنوات السابقة، فابدأ الدرس بإعطائهم 5 دقائق لمراجعة موضوع السبائك. كلّف الطلاب رسم تركيب السبيكة والعنصر النقيّ. ارسم الأشكال على السبّورة قبل بدء نشاط درجة الانصهار.

تدرّج التوصيل الكهربائي

1. صف تدرّج التوصيل الكهربائي لعناصر المجموعة الرابعة (IVA). وضّح الفرق بين البنية التركيبية للجرافيت والألماس. اذكر أن هيكل الكربون في شكل الجرافيت يشبه الفلزات. وهذا هو السبب في كونه موصلًا جيدًا للتيار الكهربائي، فتركيبه يحتوي إلكترونات حرة الحركة تمامًا مثل الفلزات.



الألماس



الجرافيت

2. الألماس جزيء ضخم مثل ثاني أكسيد السيليكون. لا يوصل الكهرباء وهو قويّ للغاية.

3. ناقش المقصود «بشبه الموصل». السيليكون والجرمانيوم هما من أشباه الموصلات، ما يعني أنهما لا يوصلان الكهرباء ما لم يتمّ تسخينها. تسمح إضافة الشوائب أيضا بزيادة قدرتهما على التوصيل الكهربائي.

4. القصدير والرصاص هما من الفلزات؛ وبالتالي، فهما موصلان جيّدان للتيار الكهربائي.

الوحدة 1: الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر

تدرّج التوصيل الكهربائي

يُبيّن **الجدول 1-7** التوصيل الكهربائي لعناصر المجموعة الرابعة (IVA). باستثناء الشكل التآصليّ للكربون الجرافيت؛ يتبع التوصيل الكهربائي التدرّج من الخصائص اللافلزّية إلى الفلزّية عند الاتجاه إلى أسفل المجموعة. ويعزى التوصيل الكهربائي للجرافيت إلى وجود إلكترونات حرّة الحركة حول كلّ ذرّة كربون غير موجودة في روابط الهيكل البلوريّ للألماس (شكل تآصليّ آخر للكربون). ومن المتوقّع أن يكون عنصرا القصدير والرصاص موصلَيْن جيّدَيْن للكهرباء كونهما فلزّين.

الجدول 1-7 التوصيل الكهربائي لعناصر المجموعة الرابعة (IVA).

العنصر	التوصيل الكهربائي	
C (الجرافيت)	موصل جيّد	لا فلزّ
C (الألماس)	غير موصل	لا فلزّ
Si	شبه موصل	شبه فلزّ
Ge	شبه موصل	شبه فلزّ
Sn	موصل جيد	فلزّ
Pb	موصل جيد	فلزّ

تُعدُّ الفلزّات موصلة جيّدة للكهرباء نظرًا إلى طبيعة الروابط الفلزّية. للفلزّات سالبيّة كهربائيّة وطاقة تأيّن منخفضتين. لذلك، تكون إلكترونات التكافؤ حول ذرّات الفلزّات حرّة الحركة يمكن إزالتها بسهولة. تنتقل إلكترونات التكافؤ ذات الارتباط الضعيف هذه من ذرّة فلزّية إلى ذرّة فلزّية أخرى، بطريقة تترابط بها كلّ ذرّات الفلزّ في الشبكة البلورّية. لذا، يمنح هذا «البحر» من الإلكترونات الحرة، **الشكل 1-15**، الفلزّات القدرة على توصيل الكهرباء بصورة جيّدة.

أيونات الفلزّ

بحر الإلكترونات الحرة

الشكل 1-15 «بحر» من الإلكترونات الحرّة التي تعطي الفلزّات القدرة على توصيل الكهرباء.

18

تفاعلات أكاسيد الكربون والسيليكون كأحماض

1. يتفاعل اكاسيد الكربون والسيليكون كأحماض ضعيفة. ويستطيع الكربون تكوين أول أكسيد أو ثاني أكسيد. ناقش تفاعل كلّ منهما مع قاعدة.
2. أعطِ الطلاب قواعد مختلفة واطلب إليهم كتابة المعادلة الكيميائية ، مثل تلك الموجودة في المثال(4).
3. يكوّن السيليكون ثاني أكسيد فقط. اكتب معادلة تفاعل ثاني أكسيد السيليكون مع قاعدة.
4. كلّف الطلاب كتابة تفاعل آخر باستخدام ثاني أكسيد السيليكون مع قاعدة مختلفة.

تفاعلات أكاسيد الجرمانيوم والقصدير والرصاص كقواعد

1. أكاسيد الجرمانيوم والقصدير والرصاص جميعها أكاسيد أمفوترية(مترددة).
2. تتفاعل الأكاسيد الأحادية والثنائية لهذه العناصر مع حمض لإنتاج ملح وماء.
3. اكتب المعادلة العامة على السبّورة وكلّف الطلاب كتابة معادلة لتفاعل أكاسيد العناصر الثلاثة مع حمض .
4. صف ما سيحدث عندما تزداد كمية الحمض في المحلول. يبدأ التفاعل مع زيادة من الحمض المركّز وينتج أيونات مركّب معقّد قابل للذوبان في الماء.

تفاعلات أكاسيد الكربون والسيليكون كأحماض

تتدرّج خصائص أكاسيد عناصر المجموعة الرابعة (IVA) عند الاتجاه إلى أسفل المجموعة من الحمضية إلى **الأمفوتيريّة(مترَدّدة) Amphoteric**.

الأمفوتيرية صفة تعطى للمادة التي يمكنها أن تتفاعل كحمض أو كقاعدة.

تمتلك معظم عناصر المجموعة الرابعة حالات تأكسد (2+)و(4+). ونتيجة لذلك، يمكنها تكوين أوّل أكسيد (XO) وثاني أكسيد (XO_2) . تختلف الأكاسيد وثاني الأكاسيد في خصائصها. لذا، ستتمّ معالجتها بصورة منفصلة.

أكاسيد الكربون: أوّل أكسيد الكربون غير قابل للذوبان بشكل ملحوظ في الماء، ولكنّه يتفاعل مع محلول مركّز من هيدروكسيد الصوديوم لإنتاج محلولٍ ملحيّ من ميثانوات الصوديوم Sodium methanoate. وبذلك، يكون أول أكسيد الكربون في هذا التفاعل حمضًا ضعيفًا.

$$CO_{(g)} + NaOH_{(aq)} \xrightarrow{\text{حرارة}} HCOONa_{(aq)}$$

أمّا ثاني أكسيد الكربون فهو قابل للذوبان في الماء، يتفاعل مع الماء لإنتاج حمض الكربونيك كما هو الحال في المياه الغازيّة الشائعة.

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$$

يتفاعل ثاني أكسيد الكربون أيضًا مع الهيدروكسيدات مثل هيدروكسيد الصوديوم لتكوين الكربونات والماء أو الكربونات الهيدروجينيّة (بيكربونات) اعتماداً على نسب المواد المتفاعلة:

$$CO_{2(g)} + 2\,NaOH_{(aq)} \rightarrow Na_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$$
$$CO_{2(g)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaHCO_{3(aq)}$$

أكسيد السيليكون: لا يكوّن السيليكون في العادة أول أكسيد، لكنّ ثاني أكسيده (الكوارتز) يسلك سلوك الحمض الضعيف عندما يتفاعل مع هيدروكسيد الصوديوم المركّز لتكوين محلول سيليكات الصوديوم عند درجة حرارة عالية من 900 °C إلى 1000 °C

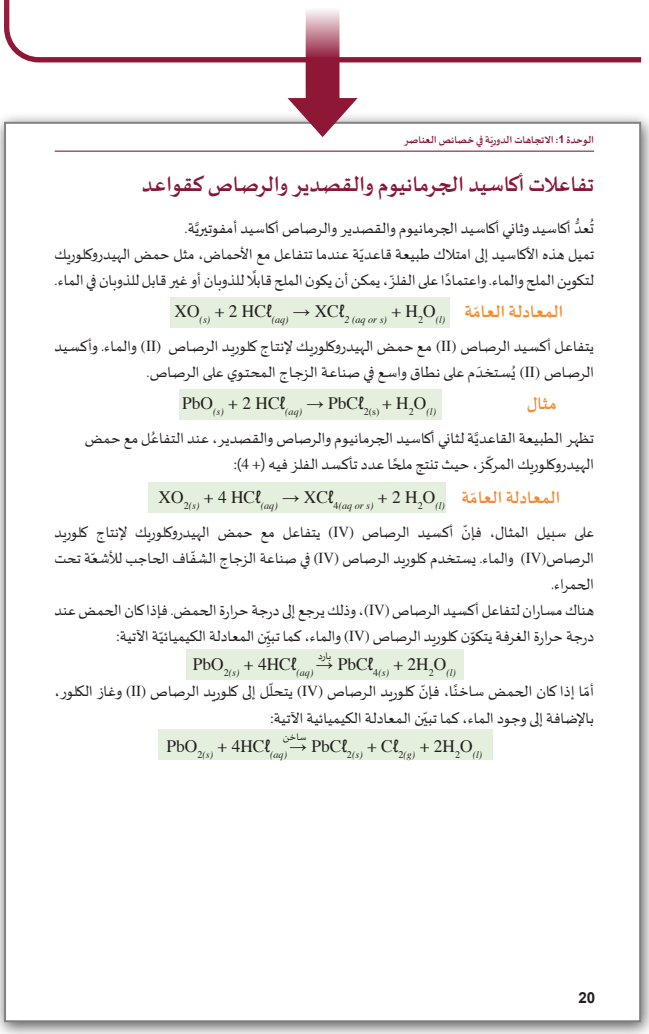
$$SiO_{2(s)} + 2NaOH_{(aq)} \xrightarrow{\text{حرارة}} Na_2SiO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$$

مثال 4

اكتب المعادلات الكيميائيّة الموزونة التي تصف تفاعل غاز ثاني أكسيد الكربون مع محلول هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH).

الحلّ

- يتفاعل غاز ثاني أكسيد الكربون مع محلول هيدروكسيد البوتاسيوم لتكوين كربونات البوتاسيوم والماء أو كربونات البوتاسيوم الهيدروجينيّة (بيكربونات البوتاسيوم). وازن المعادلة بعد كتابة المتفاعلات والنواتج.
- $CO_{2(g)} + 2\,KOH_{(aq)} \rightarrow K_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$
- $CO_{2(g)} + KOH_{(aq)} \rightarrow KHCO_{3(aq)}$



تفاعلات أكاسيد الجرمانيوم والقصدير والرصاص كقواعد

تُعدُّ أكاسيد وثاني أكاسيد الجرمانيوم والقصدير والرصاص أكاسيد أمفوتيريّة.

تميل هذه الأكاسيد إلى امتلاك طبيعة قاعديّة عندما تتفاعل مع الأحماض، مثل حمض الهيدروكلوريك لتكوين الملح والماء. واعتمادًا على الفلزّ، يمكن أن يكون الملح قابلًا للذوبان أو غير قابل للذوبان في الماء.

المعادلة العامّة

$$XO_{(s)} + 2\,HCl_{(aq)} \rightarrow XCl_{2\,(aq\ or\ s)} + H_2O_{(l)}$$

يتفاعل أكسيد الرصاص (II) مع حمض الهيدروكلوريك لإنتاج كلوريد الرصاص (II) والماء. وأكسيد الرصاص (II) يُستخدَم على نطاق واسع في صناعة الزجاج المحتوي على الرصاص.

مثال

$$PbO_{(s)} + 2\,HCl_{(aq)} \rightarrow PbCl_{2(s)} + H_2O_{(l)}$$

تظهر الطبيعة القاعديّة لثاني أكاسيد الجرمانيوم والرصاص والقصدير، عند التفاعُل مع حمض الهيدروكلوريك المركّز، حيث تنتج ملحًا عدد تأكسد الفلز فيه (+ 4):

المعادلة العامّة

$$XO_{2(s)} + 4\,HCl_{(aq)} \rightarrow XCl_{4(aq\ or\ s)} + 2\,H_2O_{(l)}$$

على سبيل المثال، فإنّ أكسيد الرصاص (IV) يتفاعل مع حمض الهيدروكلوريك لإنتاج كلوريد الرصاص(IV) والماء. يستخدم كلوريد الرصاص (IV) في صناعة الزجاج الشفّاف الحاجب للأشعّة تحت الحمراء.

هناك مساران لتفاعل أكسيد الرصاص (IV)، وذلك يرجع إلى درجة حرارة الحمض. فإذا كان الحمض عند درجة حرارة الغرفة يتكوّن كلوريد الرصاص (IV) والماء، كما تبيّن المعادلة الكيميائيّة الآتية:

$$PbO_{2(s)} + 4HCl_{(aq)} \xrightarrow{\text{بارد}} PbCl_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}$$

أمّا إذا كان الحمض ساخنًا، فإنّ كلوريد الرصاص (IV) يتحلّل إلى كلوريد الرصاص (II) وغاز الكلور، بالإضافة إلى وجود الماء، كما تبيّن المعادلة الكيميائية الآتية:

$$PbO_{2(s)} + 4HCl_{(aq)} \xrightarrow{\text{ساخن}} PbCl_{2(s)} + Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$$

تفاعلات أكاسيد الجرمانيوم والقصدير والرصاص كأحماض

1. ذكّر الطلاب بكيفية تحديد حالات تأكسد العنصر.
2. ينتج تفاعل الحمض مع كلٍّ من أول أكسيد الجرمانيوم ، وأول أكسيد القصدير وأول أكسيد الرصاص أملاحًا تكون حالة تأكسد الفلز فيها (+2) بالإضافة الى الماء .
3. كلّف الطلاب التدرّب على كتابة تفاعلات أول أكسيد الفلزات مع الحمض لكلٍّ من أول أكاسيد الفلزات الثلاثة.
4. يتفاعل ثاني الأكسيد مع أيون الهيدروكسيد لإنتاج أيونات معقّدة. اكتب المعادلة على السبّورة وبيّن للطلاب كيفية استخدام أكاسيد العناصر المختلفة عند كتابة المعادلة الكيميائية.

الاستقرار الحراريّ لأكاسيد عناصر المجموعة الرابعة

1. باستخدام مجموعة النمذجة الجزيئية، كلّف الطلاب إعداد نماذج لكلٍّ من CO وCO_2 و SiO و SiO_2. وفي الوقت الذي يقوم فيه الطلاب بإعداد نموذج تركيبي SiO_2، بيّن لهم كيف تكون هذه الجزيئات كبيرة جدًا.
2. أكاسيد الكربون غازات، أما الأكاسيد الأخرى فكلها موادّ صلبة. تحدّث عن تركيبها، وإنْ كان الطلاب يظنّون أنها ستنكسر بسهولة.
3. كلّف الطلاب تدوين درجات الحرارة عندما تبدأ الأكاسيد بالانصهار. درجة انصهار PbO هي الأقلّ مقارنة بدرجات انصهار أكاسيد العناصر الأخرى، وأكسيد الرصاص (II) أكثر استقرارًا حراريًا من أكسيد الرصاص (IV). (درجة إنصهار PbO_2 اقل من تلك (PbO لذلك، فإنَّ PbO_2 يتحلَّل ويتحوّل إلى PbO.

تفاعلات أكاسيد الجرمانيوم والقصدير والرصاص كأحماض

تمتلك أكاسيد الجرمانيوم والقصدير والرصاص طبيعة حمضيّة عندما تتفاعل مع معظم الهيدروكسيدات، حيث تنتج هذه التفاعلات أيونًا متعدّد الذرّات مع الفلزّ في حالة تأكسد (+2). ويكون الماء ناتجًا ثانويًا:

المعادلة العامّة $XO_{(s)} + 2\ OH^-_{(aq)} \rightarrow XO_2^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

على سبيل المثال، فإنّ أكسيد القصدير (II) يتفاعل مع هيدروكسيد الصوديوم لينتج ستانات (II) الصوديوم والماء. ويتطلّب هذا التفاعل طاقة حراريّة للحدوث، أيْ عند درجة حرارة 400°C تقريبًا:

مثال $SnO_{(s)} + 2\ NaOH_{(aq)} \xrightarrow{400°C} Na_2SnO_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$

لإظهار الطبيعة الحمضيّة لثاني أكاسيد هذه الفلزّات، يجب أن تتفاعل مع محلول هيدروكسيد الصوديوم الساخن.

على سبيل المثال، فإنّ أكسيد القصدير (IV) يتفاعل مع محلول هيدروكسيد الصوديوم الساخن لإنتاج ستانات (IV) الصوديوم والماء. يحدث هذا التفاعل عند درجة حرارة 350-400 درجة مئوية:

مثال $SnO_{2(s)} + 2\ NaOH_{(aq)} \xrightarrow{350°C\ -\ 400°C} Na_2SnO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$

هناك استثناءات: أكسيد الرصاص (IV) لا يتفاعل بصورة جيدة مع محلول هيدروكسيد الصوديوم، ويحتاج إلى مصهور هيدروكسيد الصوديوم ليُحدث تفاعلًا ملموسًا. في حالة عدم وجود الماء، سيحدث تفاعل مختلف، كما تبيّن المعادلة الآتية:

$PbO_{2(s)} + 2\ NaOH_{(l)} \rightarrow Na_2PbO_{3(s)} + H_2O_{(g)}$

مثال 5

كلوريد القصدير (II) عبارة عن مادّة صلبة بلّوريّة بيضاء، صيغتها الجزيئيّة $SnCl_2$، وهي قابلة للذوبان، ويستخدم في الطلاء الكهربائيّ لعلب الفولاذ المعروفة بعلب «القصدير». ما هو الأكسيد الذي يتفاعل مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl لإنتاج $SnCl_2$؟

الحلّ

حالة تأكسد القصدير في $SnCl_2$ هي (+2). لذلك، يجب أن تكون حالة تأكسد القصدير في أكسيده أيضًا (+2). وعلى ذلك، فإن الصيغة الجزيئيّة لأكسيد القصدير هي SnO.

الاستقرار الحراريّ لأكاسيد عناصر المجموعة الرابعة

1. **أكاسيد الكربون:** أوّل أكسيد الكربون (CO) وثاني أكسيد الكربون (CO_2) هي غازات، عديمة اللون والرائحة. كلاهما مكوّنان من جزيئات تساهميّة مستقرّة (**الشكل 1-16**).لاحظ الرابطة الثلاثية في أول أكسيد الكربون والرابطتين الثنائيّتين في ثاني أكسيد الكربون. يتفاعل أوّل أكسيد الكربون عند درجة حرارة تفوق 300 °C بوجود عامل حفّاز، لينتج ثاني أكسيد الكربون والكربون النقي، كما تبيّن المعادلة الكيميائيّة الآتية:

$2CO_{(g)} \xrightarrow[>300°C]{\text{عامل حفّاز}} CO_{2(g)} + C_{(s)}$

الشكل 1-16 أول وثاني أكسيد الكربون.

الشكل 1-17 بلورات كوارتز مكوّنة من ثاني أكسيد السيليكون، (SiO_2).

2. **أكاسيد السيليكون:** أكاسيد السيليكون SiO وSiO_2 موادّ صلبة. الكوارتز هو ثاني أكسيد السيليكون (**الشكل 1-17**). تمتد الروابط التساهمية لأكاسيد السيليكون عبر البلّورات مكوّنةً شبكة صلبة. الخاصيّة العامة لمثل هذه الموادّ الصلبة هي أن درجة انصهارها عالية جدًا، حيث ينصهر أول أكسيد وثاني أكسيد السيليكون عند 1703 °C و1713 °C على التوالي.
3. **أكاسيد الجرمانيوم:** لا يُعرف الكثير عن أول أكسيد الجرمانيوم، على الرغم من أنه قد يتكوّن من تسخين ثاني أكسيد الجرمانيوم، وهو مادة صلبة. ويمكننا أيضاً أن نستنتج من درجة انصهارها عند 1115 °C أنها تمتلك خصائص أيونيّة.
4. **أكاسيد القصدير:** أكسيد القصدير، والمعروف باسم أكسيد القصدير(II)، مادة صلبة سوداء تبلغ درجة انصهارها 1080 °C. أمّا أكسيد القصدير (IV) فهو عبارة عن مادة صلبة بيضاء تبلغ درجة انصهارها 1630 °C.
5. **أكاسيد الرصاص:** أكسيد الرصاص (II)، **الشكل 1-18**، مادّة صلبة يتراوح لونها بين الأحمر الفاتح والأصفر الفاتح تبلغ درجة انصهارها 888 °C. أما ثاني أكسيد الرصاص (IV)، **الشكل 1-19**، فهو عبارة عن مادّة صلبة بنية داكنة للغاية تبلغ درجة انصهارها 290 °C فقط. وتشير درجة الانصهار المنخفضة إلى أن أكسيد الرصاص (II) حيث يكون عدد تأكسد الرصاص فيه (+2) أكثر استقرارًا من ثاني أكسيد الرصاص (IV) حيث يكون عدد تأكسد الرصاص فيه (+4). ولذلك، فإن ثاني أكسيد الرصاص(IV) PbO_2 يتحوّل عند تسخينه إلى أكسيد الرصاص (II) PbO.

الشكل 1-18 أكسيد الرصاص (II).

الشكل 1-19 ثاني أكسيد الرصاص (IV).

2-1 عناصر المجموعة الرابعة (IVA): الاتجاهات الدورية لخصائصها

الإجابات/ عيّنة بيانات

المواد: ورق الرسم البياني والاتصال بشبكة الإنترنت.

شجّع الطلاب على القيام بهذا النشاط في مجموعات ثنائية ليحقّقوا التعاون بينهم. سيحتاج الطلاب إلى البحث في هذا النشاط. ولذلك، يجب أن يكون لديهم إمكانية الوصول إلى شبكة الإنترنت أو الاستعانة بمكتبة لذلك. ويمكن أيضًا تعيين هذا النشاط كواجب منزلي، حيث يكمل الطلاب أبحاثهم في المنزل ويجمعون البيانات في الصف. وإذا توافر الوقت ، يمكن للطلاب تقديم البيانات على ملصق ومناقشة الاتجاهات. ويمكن للطلاب أيضًا التجوّل والاطّلاع على الملصقات الأخرى ومعرفة ما إذا كانت البيانات والاتجاهات تتطابق بيّن أبحاث الطلاب.

ناقش مع الطلاب أهمية الاتجاهات.

تتجلّى أهمية الاتجاهات في أنها تساعدنا على توقّع قيم العناصر الأخرى في المجموعة أو الدورة نفسها. ونظرًا إلى أننا لم نكن نعرف الاتجاهات في هذه الحالة ، فقد كان علينا البحث عن كل واحد منها على حدة. أما إذا كان الاتجاه معروفًا، فإنّنا نستطيع توقّع خصائص العناصر الأخرى.

الدرس 2-1: الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة الرابعة IVA (14)

2-1 عناصر المجموعة الرابعة (IVA): الاتجاهات الدورية لخصائصها

سؤال الاستقصاء	هل توجد اتجاهات دورية في الخصائص الكيميائيّة والفيزيائيّة لعناصر المجموعة الرابعة (IVA)؟
المواد المطلوبة	برنامج الرسوم البيانيّة، الاتصال بشبكة الإنترنت.

خطوات إجراء النشاط

1. ابحث في درجات انصهار عناصر المجموعة الرابعة (IVA) وضعها في رسم بيانيّ. ثم اشرح اتجاهات التدرّج لدرجة انصهار هذه العناصر، من حيث أنواع الروابط الموجودة بين الذرّات.
2. ابحث وصنّف التوصيل الكهربائيّ لعناصر المجموعة الرابعة (IVA) في كونها: موصلات جيدة وأشباه موصلات وموصلات ضعيفة. اشرح سبب تصنيف العناصر إلى هذه المجموعات باستخدام أنواع الروابط بين الذرّات.
3. ابحث وصنّف سلوك أكاسيد المجموعة الرابعة (IVA) من حيث كونها حمضيّة أو قاعديّة. اكتب معادلات كيميائية لوصف السلوك المحدّد واشرح هذا السلوك من حيث منح أو استقبال البروتونات.
4. ابحث في درجات انصهار أوّل أكسيد (XO) عناصر المجموعة الرابعة (IVA) وضعها في رسم بيانيّ. هل يوجد هناك أيّ اتجاه؟ اشرح اختلاف درجات الانصهار من حيث الروابط أو قوى الجذب المسؤولة عن تكوين الحالات الصلبة لهذه المركّبات.
5. ابحث في درجات انصهار ثاني أكسيد (XO_2) عناصر المجموعة الرابعة (IVA) وارسمها بيانيًّا. هل يوجد هناك أيّ اتجاه؟ اشرح اختلاف درجات الانصهار من حيث الروابط أو قوى الجذب المسؤولة عن تكوين الحالات الصلبة لهذه المركّبات.
6. وثّق المصادر التي حصلت منها على جميع المعلومات، واذكر روابط الويب كاملة إذا تمّ الحصول على المعلومات عبر الإنترنت.

أسئلة / ملخص

a. أيٌّ من الخصائص التي تمّ البحث عنها، إن وجدت، تُظهر اتجاهات واضحة لعناصر المجموعة الرابعة (IVA)؟
b. أيٌّ من الخصائص التي تمّ البحث عنها، إن وجدت، لا تُظهر اتجاهات واضحة لعناصر المجموعة الرابعة (IVA)؟
c. ما الخصائص الكيميائيّة أو الفيزيائيّة الخمس الأخرى التي يمكن أن تُجري البحث عنها في ما يتعلّق بعناصر المجموعة الرابعة (IVA)؟

23

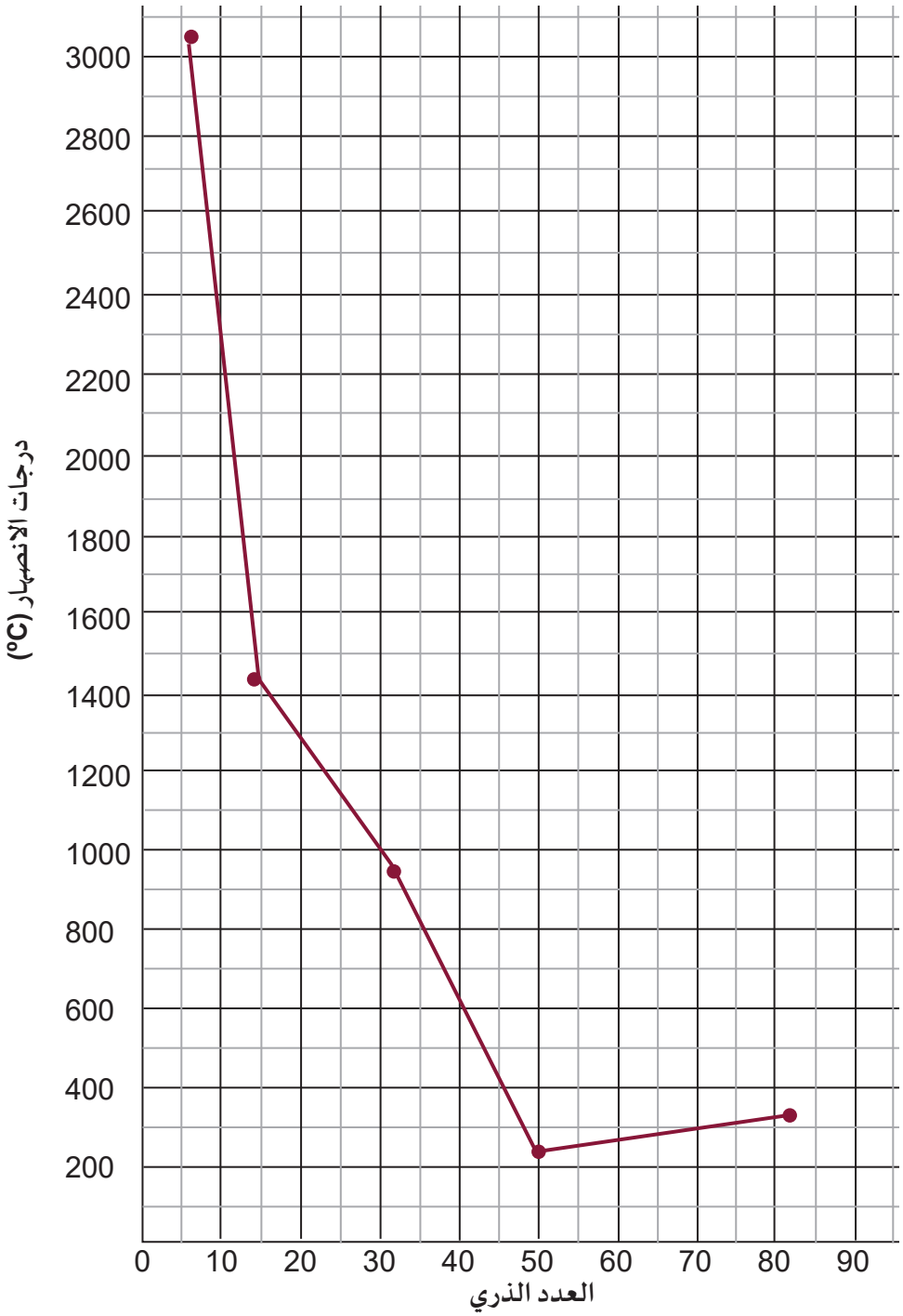
كيف تساعدنا الرسوم البيانية؟

تساعد الرسوم البيانية في جعل البيانات مرئية أكثر. حيث يصبح من السهل جداً تحديد الاتجاه بمساعدة الرسم البياني.

قبل أن يبدأ الطلاب القيام بأبحاثهم، ناقش معهم أهمية الصدق والأمانة العلمية.

- قد يكون البحث واستخدام البيانات أمرًا مفيدًا، ولكنَّ المعلومات يجب أن تُصاغ بأسلوب الطلاب أنفسهم، لأن المهمّة ليست مجرد نسخ ولصق.
- يجب أن تُعطى الموارد المستخدمة مرجعًا مستشهدًا بالمعلومات الأصلية. ويجب أن تخصّص صفحة كاملة واحدة لهذا الغرض.

1. الرسم البياني لدرجات إنصهار عناصر المجموعة الرابعة (IVA) مقابل العدد الذري



اشرح الاتجاهات من حيث أنواع الروابط التي توجد بين الذرات.

العناصر ذات الروابط الفلزية لديها درجات انصهار أقل مقارنة بباقي عناصر المجموعة الرابعة.

2. صنّف التوصيل الكهربائي لعناصر المجموعة الرابعة IVA (14) على أنّها موصلات أو شبه موصلات أو ضعيفة التوصيل. اشرح سبب تصنيف العناصر باستخدام أنواع الروابط التي توجد بين الذرات.

تتكوّن المجموعة الرابعة IVA من موصلات وشبه موصلات وعناصر غير موصلة. يوجد الكربون في عدة صور تآصلية منها الألماس والجرافيت والأنابيب النانونية. الجرافيت وهو أحد هذه التآصلات وهو موصل جيد للتيار الكهربائي، بينما الألماس، وهو أيضًا شكل تآصلي للكربون، غير موصل للتيار الكهربائي. أمّا الجرمانيوم والسيليكون فهما أشباه موصلات. أمّا القصدير والرصاص فهما موصلان جيّدان للتيار الكهربائي. لذا، يمكن تحديد التوصيل الكهربائي لهذه العناصر من خلال الروابط التي تربط بين الذرات. حيث تتكوّن الروابط الفلزية من ذرات مرتبة بعناية في بلّورة ذات إلكترونات حرة الحركة. ويحتوي الجرافيت على بنية مشابهة للفلزات حيث تُرتَّب الذرات في طبقات يمكن أن ينزلق بعضها على البعض. أما الألماس فهو غير موصل وترابط الذرات فيه لتكوين جزيئات كبيرة. تكون الإلكترونات في الألماس ليست حرّة الحركة.

تتألف شبه الموصلات أيضًا من بلّورة شبكية. وتكون الذرات مرتبة بدقّة. وعلى الرغم من أن الإلكترونات ليست حرّة الحركة، إلّا أنّ الزيادة في درجة الحرارة تمنح الإلكترونات طاقة كافية للحركة. إن إضافة الشوائب في شبه الموصلات ينتج أيضًا بيئة حيث تتحرّك الإلكترونات بسهولة من خلالها.

3. إبحث وصنّف سلوك أكاسيد عناصر المجموعة الرابعة IVA (14) من حيث كونها حمضية أو قاعدية أو متردّدة. اكتب معادلات كيميائية لوصف السلوكيات المحدّدة. اشرح السلوكيّات من حيث منح البروتونات أو استقبالها.

أكاسيد الكربون والسيليكون حمضية. لذا، فإنَّ تفاعل أول أكسيد الكربون مع قاعدة، ينتج محلولًا ملحيًا.

$$CO_{(g)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow HCOONa_{(aq)}$$

يتفاعل ثاني أكسيد الكربون مع قاعدة لينتج أيونات الكربونات و أيونات الكربونات الهيدروجينية. ولأنَّ الحمض هو مانح للبروتون ، فإنَّ بإمكاننا القول إنَّ ثاني الأكسيد يمنح بروتوناته للقاعدة في المحاليل المائية.

$$CO_{2\,(g)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow Na_2CO_{3\,(aq)} + H_2O_{(l)}$$

$$CO_{2\,(g)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaHCO_{3\,(aq)}$$

يتفاعل ثاني أكسيد السيليكون مع القاعدة لينتج محلولًا ملحيًّا.

$$SiO_{2\,(s)} + 2\,NaOH_{(aq)} \rightarrow Na_2SiO_{3\,(aq)} + H_2O_{(l)}$$

أكاسيد الجرمانيوم والقصديروالرصاص هي أكاسيد أمفوتيرية. تسلك سلوك قاعدة وحمض في الوقت نفسه حسب طبيعة المادة المتفاعلة.

يتفاعل أكسيد الجرمانيوم مع حمض لإنتاج ملح وماء.

$$GeO_{2\,(s)} + 4HCl_{(aq)} \rightarrow GeCl_{4\,(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

وبالمثل ، يتفاعل أكسيد الرصاص و أكسيد القصدير مع حمض لإنتاج ملح وماء.

$$SnO_{2\,(s)} + 4HCl_{(aq)} \rightarrow SnCl_{4\,(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

$$PbO_{2\,(s)} + 4HCl_{(aq)} \rightarrow PbCl_{4\,(s)} + 2H_2O_{(l)}$$

تتفاعل أكاسيد الجرمانيوم والرصاص والقصدير مع أيونات الهيدروكسيد، لإنتاج الماء ومحلول الملح في المحاليل المائية لذلك تصنف هذه الأكاسيد بأنها أكاسيد حمضية.

والمعادلة العامة لهذا التفاعل هي:

$$XO_{(s)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow XO_2^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

أما معادلة أكسيد الجرمانيوم فهي:

$$GeO_{(s)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow GeO_2^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

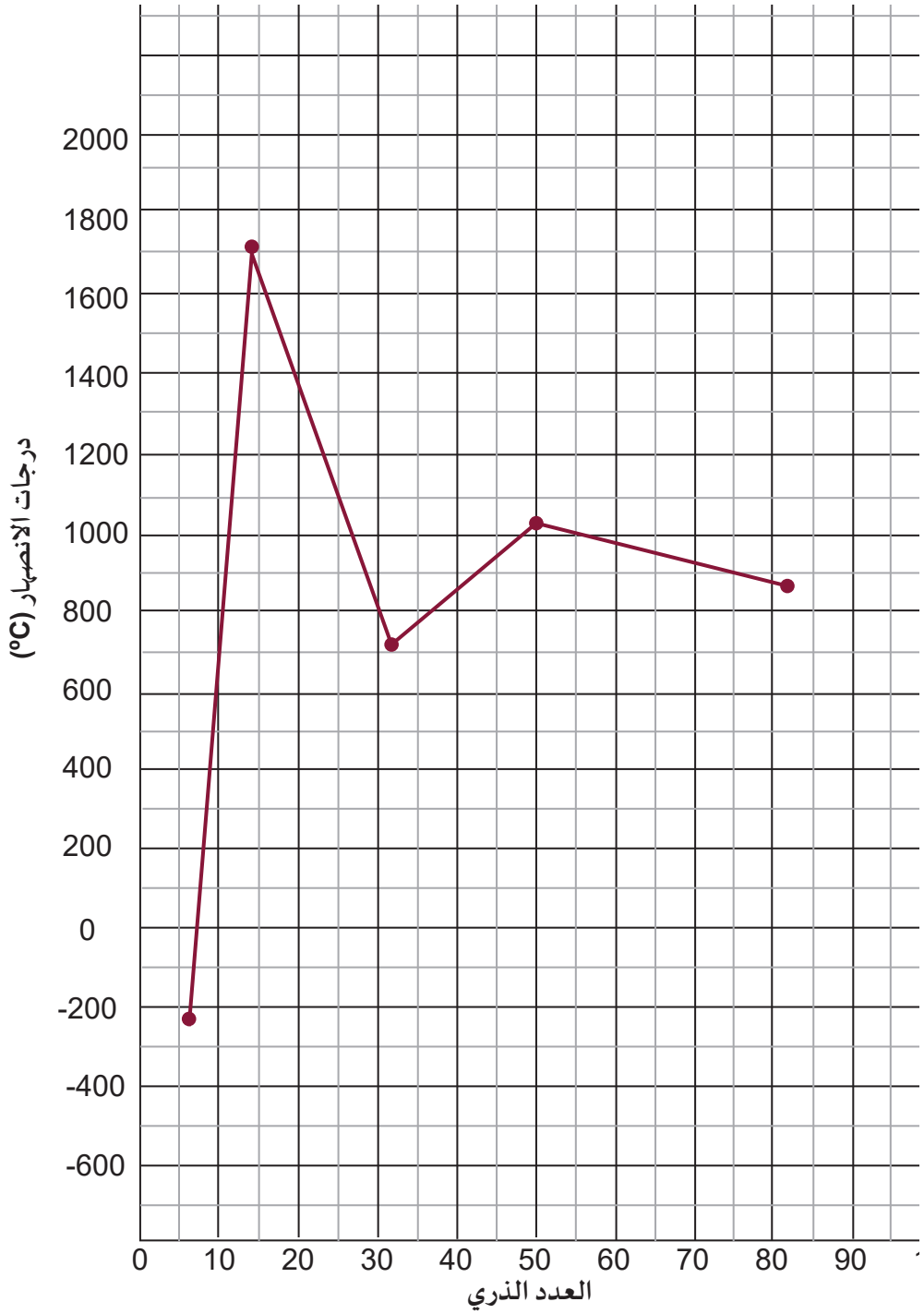
أما معادلة أكسيد القصدير فهي:

$$SnO_{(s)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow SnO_2^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

أما معادلة أكسيد الرصاص فهي:

$$PbO_{(s)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow PbO_2^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

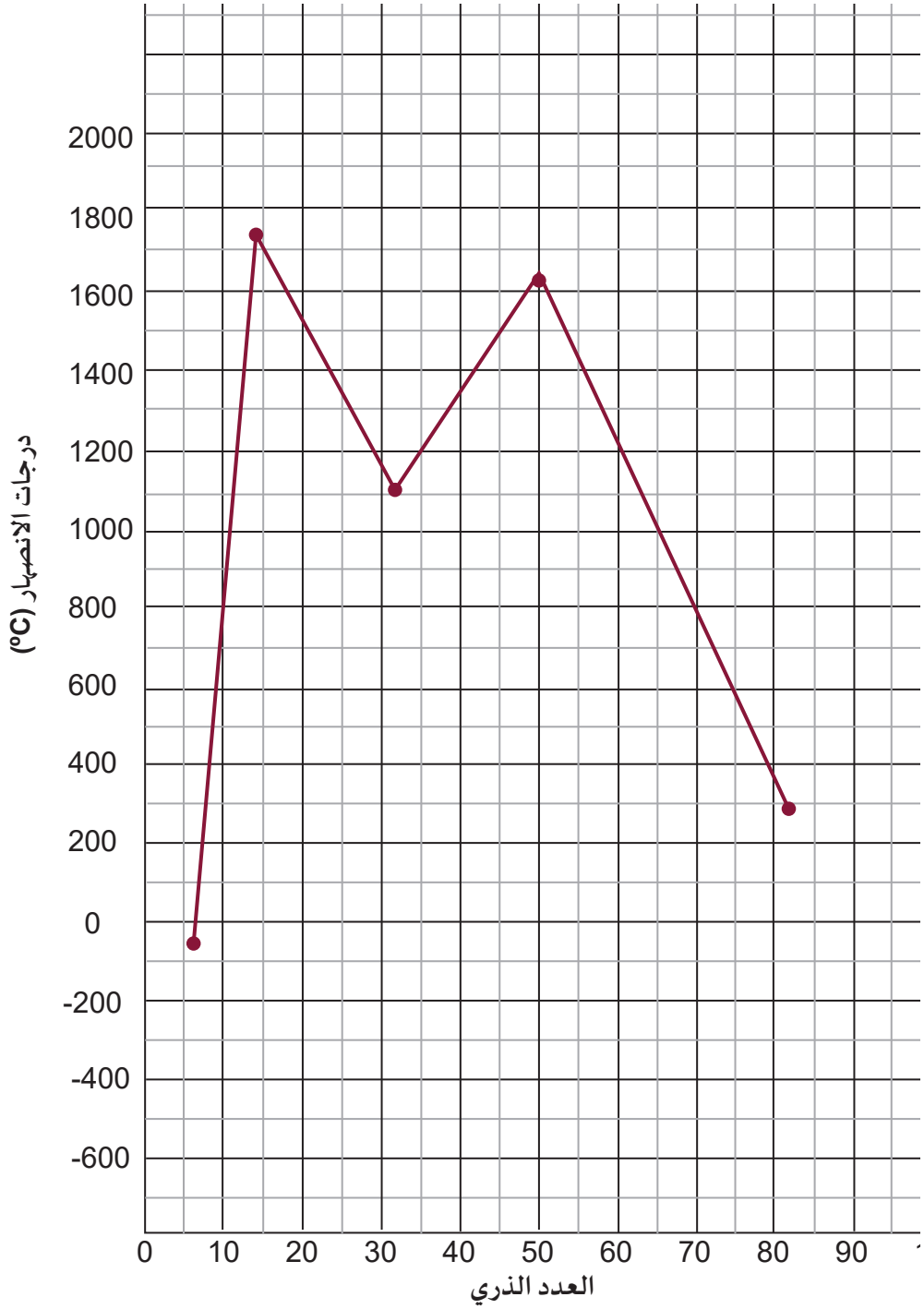
4. رسم بياني لدرجات انصهار أول أكسيد عناصر المجموعة الرابعة (IVA) مقابل العدد الذري.



هل يوجد اتجاه؟ فسّر درجات الانصهار من حيث الروابط أو قوى الجذب المسؤولة عن تشكيل الحالات الصلبة لهذه المركّبات.

لا يوجد اتجاه محدّد في درجات انصهار أول أكسيد عناصر المجموعة (IVA). فقوى الجذب بين جزيئات CO ضعيفة، وبالتالي فإنَّ درجة انصهاره منخفضة للغاية. أما قوى الجذب بين جزيئات SiO فهي أقوى؛ وبالتالي فإنَّ درجة انصهاره هي الأعلى.

5. الرسم البياني لدرجات انصهار ثاني أكسيد عناصر المجموعة الرابعة (IVA) مقابل العدد الذري



هل يوجد اتجاه؟ فسّر درجات الانصهار من حيث الروابط أو قوى الجذب المسؤولة عن تشكيل الحالات الصلبة لهذه المركبات.

لا يوجد اتجاه في درجات انصهار ثاني أكسيد عناصر المجموعة (IVA). فثاني الأكسيد الذي ترتبط جزيئاته بقوى جذب ضعيفة تكون درجات انصهاره منخفضة مثل CO و CO_2، أما ثاني الأكسيد الذي ترتبط جزيئاته بقوى جذب قوية فتكون درجة انصهاره مرتفعة مثل SiO_2.

الأسئلة

a. أيٌّ من الخصائص التي تمَّ البحث عنها، إن وجدت، تظهر اتجاهات واضحة للمجموعة الرابعة (IVA)؟

توضّح درجات الانصهار لعناصر المجموعة (IVA) اتجاهًا واضحًا: حيث تتناقص درجات الانصهار بالاتجاه إلى أسفل المجموعة. وهناك أيضًا اتجاه في التوصيل الكهربائي: يزداد التوصيل الكهربائي بالاتجاه إلى أسفل المجموعة. ويمكن القول أيضًا إنَّ أكاسيد عناصر المجموعة الرابعة تبدأ بالأكاسيد الحمضية وتنتقل إلى الأكاسيد القاعدية.

b. أيٌّ من الخصائص التي تم البحث عنها، إن وجدت، لا تظهر اتجاهات واضحة لعناصر المجموعة (IVA)؟

لا تظهر درجات انصهار الأكاسيد وثاني الأكسيد أيَّ اتجاه واضح.

c. ما الخصائص الكيميائية أو الفيزيائية الخمس الأخرى التي يمكن البحث عنها لعناصر المجموعة الرابعة (IVA)؟

الخصائص الخمس الأخرى التي يمكن البحث عنها هي:

- **درجة الغليان**
- **الكثافة**
- **السالبية الكهربائية**
- **الميل الإلكتروني**
- **القابلية للاشتعال**

تقويم الدّرس 1-2 — الإجابات

1. عند الانتقال من أعلى المجموعة الرابعة (IVA) إلى أسفلها، ماذا يحدث عمومًا في ما يتعلّق بدرجات انصهار هذه العناصر؟
   a. تتناقص درجات الانصهار بصورة عامة.
   b. تزداد درجات الانصهار بصورة عامة.
   c. تبقى درجات الانصهار ثابتة بصورة عامة.
   d. لا يوجد اتجاه عام لدرجات الانصهار.
   a. تتناقص درجات الانصهار بصورة عامة.

2. أيّة مجموعة من عناصر المجموعة الرابعة (IVA) الآتية موصلة جيّدة للكهرباء؟
   a. C (الماس)، Si ، Pb
   c. C (الجرافيت)، C (الماس)، Pb
   b. C (الجرافيت)، Pb، Sn
   d. C (الجرافيت)، C (الماس)، Sn
   b. C (الجرافيت)، Pb، Sn

3. ما معنى مصطلح الأمفوتيريّة (متردّدة)؟
   a. أن يكون قاعديًّا
   c. له طبيعة حمضية وأخرى قاعديَّة
   b. أن يكون حمضيًّا
   d. ليس له طبيعة حمضية أو قاعديَّة
   c. له طبيعة حمضية وأخرى قاعديَّة

4. أيٌّ من المركّبات الآتية يتكوّن عندما يتفاعل (PbO) مع حمض الهيدروكلوريك (HCℓ)؟
   a. $PbCℓ_2$
   b. $PbCℓ_4$
   c. $Pb(OH)_2$
   d. $Pb(OH)_4$
   a. $PbCℓ_2$

5. أي من الآتي ينتج من تفاعل (PbO_2) مع حمض (HCℓ) الساخن؟
   a. $PbCℓ_2^-$
   b. $PbCℓ_4$
   c. $PbCℓ_4 + 2H_2O$
   d. $PbCℓ_2 + 2H_2O + Cℓ_2$
   d. $PbCℓ_2 + 2H_2O + Cℓ_2$

6. ما حالات التأكسد الأكثر شيوعًا التي تكوّنها عناصر المجموعة الرابعة (IVA)؟
   حالات التأكسد الأكثر شيوعًا والتي تشكلت بوساطة عناصر المجموعة (IVA) هي حالة التأكسد (2+) و (4+).

7. أيٌّ من أكاسيد عناصر المجموعة الرابعة (IVA) ليس مادّة صلبة؟
   أكاسيد الكربون ليست صلبة، وهي أول أكسيد الكربون وثاني أكسيد الكربون فهي غازية عند درجة حرارة الغرفة.

8. اكتب المعادلة الكيميائيّة الموزونة، مع رموز الحالة، التي تصف تفاعل أكسيد القصدير (II) ($SnO_{(s)}$) مع أيونات الهيدروكسيد (OH^-).
   $$SnO_{(s)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow SnO_2^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

إعادة تدريس

1. راجع الدرس بتكليف الطلاب إعداد أوراق معلومات، مثل صفحة وسائل التواصل الاجتماعي، لكلّ عنصر من عناصر المجموعة الرابعة (IVA).
2. يجب أن يكتب الطلاب الاسم (على سبيل المثال، الكربون) مع صورة. ثم يجب أن يكتبوا درجة الانصهار والتوصيل الكهربائي واستخدامات العنصر (على أن يكون لكلّ خاصية قسم خاص بها).
3. هل لأكاسيد العنصر خصائص حمضية أو قاعدية أو أمفوتيرية (متردّدة)؟ اكتب التفاعلات التي تمّت دراستها في هذا الدرس جميعها.
4. ناقش الاستقرار الحراري لأكاسيد العنصر.
5. كرّر خطوات 2-4 وذلك بإنشاء صفحة جديدة للسيليكون، والجرمانيوم، والقصدير، والرصاص.
6. شجّع الطلاب على إعداد صفحاتهم الخاصة على وسائل التواصل الاجتماعي بالكتابة «حول» قسم محدّد. ويمكنهم أيضًا إضافة حقائق مثيرة للاهتمام حول العناصر في هذا القسم.

إثراء

1. لإثراء معرفة الطلاب، اطلب إليهم البحث ورسم الخصائص المختلفة لعناصر المجموعة (IVA). ثم اطلب إليهم شرح الاتجاهات التي يلاحظونها. وهذه الخصائص يمكن أن تكون:
   a. درجة الانصهار
   b. التوصيل الكهربائي
   c. سلوك الأكاسيد
   d. درجات انصهار أول أكسيد
   e. درجة انصهار ثاني أكسيد

الدرس 1-3

الكيمياء الوصفيّة لعناصر المجموعة السابعة VIIA (17)

مصادر تعلّم الدّرس

الموضوع/ الوقت	المحتوى	موارد كتاب الطالب	موارد كتاب المعلم
$\frac{1}{2}$ حصّة	ما الخصائص المميّزة لعناصر المجموعة السابعة (VIIA)	الصفحات 26-25	الصفحة 44
1 حصّة	الهالوجينات كعناصر نقيّة	الصفحة 27	الصفحة 45
1 حصّة	تدرّج نشاط العناصر بوصفها عوامل مؤكسدة	الصفحة 28	الصفحة 45
$\frac{1}{2}$ حصّة	الاستقرار الحراري للهاليدات	الصفحة 29	الصفحة 46
1 حصّة	الكشف عن أيون الهاليد	الصفحة 30	الصفحة 46
1 حصّة	استقصاء الطالب	الصفحة 31	الصفحات 50-47 ورقة النشاط 3-1

الزّمن المقترح للدّرس

يستغرق تنفيذ هذا الدرس (5) حصص، ويتضمّن حصّة واحدة لنشاط عملي حول خصائص عناصر المجموعة السابعة (VIIA) ومناقشة الأفكار، ومشروع البحث.

الأنشطة	مواد من أجل النّشاط
3-1 خصائص عناصر المجموعة السابعة (VIIA) (17)	محاليل من NaCℓ، NaBr، NaI، تركيزه 0.5 M. نترات الفضّة بتركيز 0.5 M، ومحلول أمونيا مخفّف، ومحلول أمونيا مركّز، أنابيب اختبار، أدوات عملية الترشيح.

مخرجات التعلّم

C1201.4 يلخّص التدرّج ويشرحه في الخصائص الآتية أسفل المجموعة السابعة (VIIA):

- الخصائص الفيزيائية.
- نشاط العناصر كعوامل مؤكسدة.
- الاستقرار الحراري للهيدريدات أو هاليدات الهيدروجين.
- تفاعل أيونات الهاليد مع محلول نترات الفضّة متبوعة بإضافة محلول الأمونيا.

المعرفة السابقة

يفترض أن يكون الطلاب على دراية بالمواضيع الآتية:

- تعريف الملح.
- ما العامل المؤكسد.

المفردات

halogens	الهالوجينات
oxidizing agent	العامل المؤكسد

افتتاحيّة الدرس

1. تُعدُّ الهالوجينات موادّ سامة عند التعامل معها بشكل نقيّ. لذلك، نقترح نشاطًا بالمشاركة، فيُسمّي المعلم كلّ عنصر ويظهر صورة للعنصر النقيّ. سيُفاجأ معظم الطلاب بالغازات الملوّنة، لأنَّ معظم الهالوجينات غير متوافرة بسهولة ولا يصادفها الطلاب إلّا نادرًا.
2. يصادف الطلاب الهالوجينات بأشكال مختلفة بشكل يومي. اسأل الطلاب الأسئلة الآتية لجعلهم يفكرون في المكان الذي ربما سمعوا فيه عن هذه العناصر:
   a. في أيّ من المركّبات يوجد هذا العنصر؟
   b. هل يمكنك تسمية مركّب، استعملته خلال الأسبوع الماضي، يحتوي على هذا العنصر؟
   c. ما وفرة هذا العنصر في جسم الإنسان؟
   d. ما وفرة هذا العنصر في القشرة الأرضية؟
3. كلّف الطلاب بعد ذلك إعداد جدول مشابه للجدول 1-8 كتاب الطالب، وكتابة خصائص الهالوجينات عندما يصادفونها أو يستعملونها.

الدرس 1-3

الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة السابعة VIIA (17)

Descriptive Chemistry of the Group VIIA (17) Elements

تُسمّى عناصر المجموعة السابعة (VIIA) مجموعة الهالوجينات Halogens (انظر الشكل 1-20)، وإليك عناصر هذه المجموعة مرتّبة بحسب تزايد عددها الذري:

- الفلور Fluorine (F)
- الكلور Chlorine (Cℓ)
- البروم Bromine (Br)
- اليود Iodine (I)
- الأستاتين Astatine (At) (مادة مشعّة)
- التينيسين Tennessine (Ts) (مادة مشعّة)

عند الانتقال في المجموعة السابعة (VIIA) من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوريّ، يزداد نصف القطر الذرّي للذرّات، وتقلّ طاقة تأيّنها. تقع الهالوجينات إلى أقصى يمين الجدول الدوريّ، لذلك، فإنّها جميعًا لافلزّات، وتمتلك جميعها التوزيع الإلكترونيّ لإلكترونات التكافؤ في هيئة ns^2np^5.

9 F fluorine
17 Cℓ chlorine
35 Br bromine
53 I iodine
85 At astatine
117 Ts tennessine

الشكل 1-20 a) غاز الفلور، b) غاز الكلور، c) البروم في هيئة سائل وبخار، d) بلّورات اليود.

مخرجات التعلُّم

C1201.4 يلخّص التدرّج ويشرحه في الخصائص الآتية أسفل المجموعة السابعة (VIIA):

- الخصائص الفيزيائية.
- نشاط العناصر كعوامل مؤكسدة.
- الاستقرار الحراري للهاليدات أو هاليدات الهيدروجين.
- تفاعل أيونات الهاليد مع محلول نترات الفضة متبوعة بإضافة محلول الأمونيا.

المفردات

Halogens	الهالوجينات
Oxidizing agent	العامل المؤكسد

25

الوحدة 1: الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر

ما الخصائص المميّزة لعناصر المجموعة السابعة (VIIA)؟

هل يمكنك تسمية استخدامين في حياتك اليوميّة للفلور؟

هل يمكنك تسمية استخدامين في حياتك اليوميّة للكلور أو اليود؟

معجون أسنان بالفلوريد — مبيّض الغسيل — ملح الطعام

الشكل 1-21 منتجات تحتوي على الفلور أو الكلور أو اليود.

جميع العناصر النقيّة الموجودة في المجموعة السابعة (VIIA)، والتي يُطلق عليها الهالوجينات Halogens، تُعدُّ موادّ سامّة، ونشطة كيميائيًا، وخطرة في الوقت نفسه. أمّا عندما تكون في هيئة مركّبات، فإنّها تكون في غاية الأهمية لحياتنا. ربّما يكون لديك تعامل مباشر مع ثلاثة منها على الأقلّ يوميًا: إنَّ مركّب فلوريد الصوديوم (NaF) الموجود في معجون الأسنان يساعد على منع تسوّس الأسنان. أمّا مركّب هيبوكلوريت الصوديوم (NaCℓO) الموجود في مبيّض الملابس، فإنّه يؤكسد البقع ويجعل الملابس نظيفة وناصعة. ويُعدُّ اليود الموجود في الملح من المعادن الرئيسة والضرورية لجسمك.

الجدول 1-8 حالات عناصر المجموعة السابعة (VIIA)، وخصائص مختارة لها.

	التوصيف	درجة الإنصهار (°C)	درجة الغليان (°C)	حالة التأكسد (الشائعة المحتملة)	فلزّ أو لافلزّ	النشاط الكيميائيّ
F_2 الفلور	غاز سامّ أصفر اللون، يمتلك السالبيّة الكهربائيّة الأعلى	- 219	–188	–1	لافلزّ قويّ جدًّا	فائق النشاط، مسبّب للتآكل
$Cℓ_2$ الكلور	غاز أصفر - مخضرّ سامّ	- 101	–34	–1 +1, +3, +5, +7	لافلزّ قويّ	نشاط مرتفع جدًّا مسبّب للتآكل
Br_2 البروم	سائل أحمر - بنّي كثيف	- 7	60	–1 +1, +3, +5, +7	لافلزّ	نشاط جيد جدًّا مسبّب للتآكل
I_2 اليود	صلب أسود - رماديّ له مظهر الفلزّ	114	185	–1 +1, +3, +5, +7	لافلزّ	نشاط جيد
At_2 الأستاتين	عنصر مشعّ طبيعيّ نادر الوجود	•	•	•	•	•
Ts_2 التينيسين	عنصر مشعّ صناعيّ فترة نصف العمر له قصيرة	-	-	•	•	•

26

الهالوجينات كعناصر نقيّة

1. على المعلم القيام بعرض تجربة تسامي اليود.
2. يجب أن يكون الطلاب قادرين على شرح طبيعة البخار المتصاعد، الذي هو عبارة عن غاز اليود. وبسبب وجود فرق صغير بين درجة انصهار اليود ودرجة غليانه، فإنَّ بلّورات اليود تتسامى مباشرة إلى بخار من دون المرور بالحالة السائلة.
3. على الطلاب أن يوضّحوا أنَّ الثلج الموضوع فوق الغطاء الزجاجي يبرّد الغطاء، وبالتالي، فإنَّ البخار يتكاثف على الجانب السفلي من الغطاء الزجاجي ولا يسمح للبخار بالخروج من الدورق.

تدرّج نشاط العناصر كعوامل مؤكسدة

1. ناقش كيف تعمل الهاليدات كعوامل مؤكسدة. ذكّر الطلاب بأنّ الهاليدات تنتج الأملاح، والملح هو مركّب يحتوي على أيون موجب وآخر سالب.
2. كلّف الطلاب كتابة معادلة التفاعل بين فلز من عناصر المجموعة الأولى وأحد الهالوجينات. كرّر الطلب لعنصر من المجموعة الثانية وأحد الهالوجينات. بعد ذلك، كلّف الطلاب كتابة معادلات لتفاعل بين عنصر انتقالي وأحد الهالوجينات
3. ناقش كيف ترتبط سلسلة النشاط الكيميائي بالسالبية الكهربائية للعنصر.
4. يستطيع الهالوجين الأقوى كعامل مؤكسد أن يحل محل أيون الهاليد الأضعف كعامل مؤكسد مثل تفاعل $C\ell_2$ مع NaBr

الهالوجينات كعناصر نقيّة

توجد الهالوجينات طبيعيًّا في هيئة جزيئات ثنائيّة الذرة. الفلور (F_2) والكلور ($C\ell_2$) هما غازان عند درجة حرارة الغرفة. أما البروم (Br_2) فهو سائل، واليود (I_2) صلب. يبيّن **الشكل 1-22** تمثيل لويس النقطي لهذه الجزيئات الثنائية.

الشكل 1-22 تمثيل لويس النقطي لذرات وجزيئات الهالوجين.

يُلاحظ أن البروم واليود كليهما يمتلكان أبخرة نتيجة وجود هذه الموادّ كجزيئات غير قطبيّة ثنائيّة الذرّة ولضعف قوى الترابط بين جزيئاتها.

العبوة التي تحتوي على البروم السائل ستبدو دائمًا ممتلئة تقريبًا، لأن أبخرة البروم ستملأ الفراغ وتتركّز فوق سطح البروم السائل، حيث يتكوّن البخار السامّ في هيئة غاز بنيّ داكن يملأ العبوة بأكملها.

يبيّن **الشكل 1-23** تجربة يتمّ فيها تسخين عيّنة من بلّورات اليود بلطف باستخدام موقد كحوليّ. ويغطى الدورق الذي يحتوي على اليود بصحن زجاجي شفّاف يحتوي على ثلج وماء. وعندما ترتفع درجة حرارة البلّورات، سيُلاحظ ارتفاع بخار ذو لون بنفسجي غامق يصدر عن بلّورات اليود؛ إلّا أن هذا البخار سامّ، ويجب أخذ الحيطة والحذر لئلّا يتسرّب أيٌّ من هذا البخار من وعاء التجربة. لذلك، فإنّ تنفيذ هذه التجربة يتمّ في داخل خزانة الأبخرة.

الشكل 1-23 عمليّة تسامي اليود.

لدى تسخين دورق بداخله بلّورات يود، يوضع ثلج على الصحن الزجاجيّ الذي يغطّيه، كما هو مبيّن في الشكل 1-23 فسّر الهدف من ذلك.

تدرّج نشاط العناصر بوصفها عوامل مؤكسدة

العامل المؤكسد Oxidizing agent هو المادة التي تُختزَل فتكتسب الالكترونات من مادة أخرى أثناء التفاعل، وتتسبب في تأكسدها. ويبيّن **الشكل 1-24** مثالًا على عملية تأكسد بروميد الصوديوم بواسطة الكلور، تتغيّر حالة تأكسد الكلور من (0) إلى(−1)، لأنّ الكلور يكتسب إلكترونًا من أيون البروميد في تفاعل الإحلال الآتي:

حالة التأكسد: 0 → +1 −1 ; +1 −1 0

$$C\ell_{2(g)} + 2NaBr_{(aq)} \rightarrow 2NaC\ell_{(aq)} + Br_{2(l)}$$

بينما لا يحدث التفاعل الآتي: $Br_{2(l)} + 2NaCl_{(aq)}$ = No Reaction

الشكل 1-24 التفاعل الذي يؤكسد فيه الكلور أيون البروميد.

تجذب العناصر التي تمتلك سالبيّة كهربائية عالية الإلكترونات بقوّة في الرابطة الكيميائيّة، لذلك، فهي عوامل مؤكسدة جيّدة. تمتلك عناصر المجموعة السابعة (VIIA) سالبيّة كهربائية هي الأعلى، لذلك، فهي عوامل مؤكسدة قويّة.

كما هو مبيّن في **الجدول 9-1**، تتدرّج قوّة العامل المؤكسد لعناصر المجموعة السابعة (VIIA) بتناسب طرديّ مع السالبيّة الكهربائيّة، وتناسب عكسيّ مع نصف القطر الذريّ.

الجدول 9-1 قوّة عناصر المجموعة السابعة (VIIA) بوصفها عاملًا مؤكسدًا.

العنصر	العامل المؤكسد	السالبيّة الكهربائيّة	نصف القطر الذريّ (pm)
الفلور	الأقوى	4.0	72
الكلور		3.0	99
البروم		2.8	114
اليود	الأضعف	2.5	133

مثال 7

استنادًا إلى الجدول الدوريّ فقط، أيٌّ من عناصر المجموعة السابعة (VIIA) سوف يؤكسد أيون اليوديد، ولا يؤكسد أيون الكلوريد؟

الحلّ

- عناصر المجموعة السابعة (VIIA) التي تقع جميعها فوق عنصر اليود هي عبارة عن عوامل مؤكسدة أقوى من اليود، وهي: الفلور، والكلور، والبروم.
- عناصر المجموعة السابعة (VIIA) التي تقع جميعها تحت الكلور هي عبارة عن عوامل مؤكسدة أضعف من الكلور، وهي: البروم، واليود.
- لذا، فالجواب هو البروم.

الاستقرار الحراري للهاليدات

1. ناقش الأنواع المختلفة من مركّبات الهاليدات. أطلب إلى الطلاب إعطاء أمثلة على الأملاح وهاليدات عناصر وهاليدات عضوية.
2. مناقشة أوجه التشابه والاختلاف بين مختلف المركّبات.
3. أعرض على الطلاب بعض بلورات كلوريد النحاس II المائية ($CuC\ell_2.2H_2O$) هذه البلورات لونها أزرق. سخن في أنبوب إختبار بعض هذه البلورات ودع الطلاب أن يلاحظوا تحول اللون الأزرق الى اللون الأبيض. $CuC\ell_2$ هو مركّب أبيض، لكنَّه يتحوّل إلى اللون الأزرق بسبب امتصاصه ماء التبلور.

الكشف عن أيون الهاليد

1. ناقش فحص الكشف عن الهاليدات. نعلم أن أيونات النيترات في نترات الفضّة يُستبدلُ بها أيون الهاليدات. تنتج جميع هاليدات الفضّة رواسب (لأنّ هذه الهاليدات غير قابلة للذوبان في الماء) باستثناء فلوريد الفضّة.
2. اختلاف اللون قليل للغاية، أمّا إذا كان الراسب يذوب في الأمونيا المخفّفة فإنّه سيكون كلوريد الفضّة.
3. وإذا لم يذب الراسب، نضيف الأمونيا المركّزة. فإذا ذاب الراسب، فسيكون بروميد الفضّة.
4. وإذا لم يذب الراسب فسيكون يوديد الفضّة.

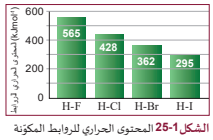
الاستقرار الحراري للهاليدات

الهاليدات مركّبات ثنائيّة الذرة يكون أحد العناصر فيها هو أيون هالوجين (هاليد).

- تعتبر الهاليدات من أهم الأملاح، مثال كلوريد الصوديوم (NaCl) ويوديد البوتاسيوم (KI) وفلوريد المغنيسيوم (MgF_2).
- هاليدات العناصر الانتقالية تتضمّن شحنات أيونات مختلفة مثال كلوريد الحديد (II) ($FeCl_2$) وكلوريد الحديد (III) ($FeCl_3$) وكلوريد النحاس (I) CuCl وكلوريد النحاس (II) ($CuCl_2$).
- مركبات هاليدات الفلزات جميعها تكوّن بلورات أيونية مستقرة لذلك نجد درجة انصهار هذه المركبات عالية نسبيًا.
- الهاليدات العضويّة التي تضمّ مركّبات الكلورو فلورو كربون، مثال تلك التي تُستخدم كغاز مبرّد في الثلاجات، الفريون (CCl_2F_2) وهاليدات الألكيل، مثال كلوريد الميثيلين (CH_2Cl_2).
- مركّبات هاليدات الهيدروجين هي مركبات تساهمية قطبية. HI،HBr،HCl،HF لديها درجة انصهار منخفضة جدًا، وجميعها مركّبات غازيّة عند درجة حرارة الغرفة. (**الجدول 1-10**).
- المحتوى الحراري لروابط هذه المركبات يتناقص بالإتجاه خلال المجموعة من أعلى إلى أسفل (**الشكل 1-25**) وبالتالي تضعف الرابطة (H-X) ويقل الثبات والإستقرار الحراري لمركبات هاليدات الهيدروجين.

الجدول 1-10 درجات انصهار هاليدات الهيدروجين.

المُركّب	درجة الانصهار (°C)	المُركّب	درجة الانصهار (°C)
HF	−84	HBr	−87
HCl	−114	HI	−51



الشكل 1-25 المحتوى الحراري للروابط المكوّنة لمركبات هاليدات الهيدروجين

- مركبات هاليدات الهيدروجين قابلة للذوبان في الماء وتكوّن محاليل حمضية. هذه المحاليل هي أحماض قوية حيث تزداد قوتها بالإتجاه لأسفل المجموعة نتيجة تفككها في الماء بسبب ضعف قوة الرابطة H-X وزيادة طولها لتنتج أيونات الهيدروجين H^+.
- الطريقة المثلى لتحضير هاليدات الهيدروجين هي عن طريق تفاعل حمض الكبريتيك مع ملح هاليدات الصوديوم على سبيل المثال يحضر كلوريد الهيدروجين من خلال تفاعل حمض الكبريتيك مع كلوريد الصوديوم كما هو مبين بالمعادلة الكيميائية الآتية:

$$H_2SO_{4(aq)} + NaC\ell_{(aq)} \longrightarrow NaHSO_{4(aq)} + HC\ell_{(g)}$$

مثال 8

فسر: يوديد الهيدروجين HI أقل ثباتًا واستقرارًا حراريًا من كلوريد الهيدروجين HCl؟

الحلّ

- الرابطة بين الهيدروجين وأيون اليوديد أكثر طولًا وأضعف من الرابطة بين ذرّة الهيدروجين وأيون الكلوريد. لذلك يحتاج يوديد الهيدروجين إلى طاقة أقل لكي يتفكّك.

الكشف عن أيون الهاليد باستخدام نترات الفضّة ومحلول الأمونيا

يمكن الكشف عن وجود أيونات الكلوريد (Cl^-) وأيونات البروميد(Br^-) وأيونات اليوديد (I^-) باستخدام محاليل مائيّة لنترات الفضّة ومحلول الأمونيا؛ على سبيل المثال، يتفاعل محلول نترات الفضّة مع أيونات الكلوريد لتكوين مركّب كلوريد الفضّة (AgCℓ) الغير قابل للذوبان، والذي يظهر في هيئة راسب أبيض اللون.

$$C\ell^-_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \rightarrow AgC\ell_{(s)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

يصف **الجدول 1-11** رواسب مركّبات كلوريد الفضّة وبروميد الفضّة ويوديد الفضة، أمّا في التطبيق العمليّ، فسيكون من الصعب تمييزها، لذا، يُضاف محلول الأمونيا المخفّف إلى هذه الرواسب، فيذوب راسب (AgCℓ) عن طريق تكوين أيون ثنائي أمين الفضة (I) $[Ag(NH_3)_2]^+$، أمّا الراسبان الآخران، وهما (AgI)، و(AgBr)، فلا يذوبان. أما بإضافة محلول الأمونيا المركّز يذوب (AgBr) ولا يذوب الراسب (AgI)، ويبيّن **الجدول 1-12** نتائج هذا الاختبار.

الجدول 1-11 الرواسب التي تمت ملاحظتها.

أيون الهاليد	الراسب الذي تمت ملاحظته
الفلوريد (F^-)	لا يوجد
الكلوريد ($C\ell^-$)	أبيض اللون
البروميد (Br^-)	أبيض كريمي
اليوديد (I^-)	أصفر فاتح

الجدول 1-12 نتائج اختبار محلول الأمونيا.

الراسب	إضافة محلول الأمونيا إلى الراسب المتكوّن
AgCℓ	يذوب الراسب لتكوين محلول عديم اللون باستخدام محلول الأمونيا المخفّف.
AgBr	لم يُلاحظ أيّ تغيّر باستخدام محلول الأمونيا المخفّف. ولكنّ هذا الرّاسب يذوب مع محلول الأمونيا المركّز لتكوين محلول عديم اللون.
AgI	لم يُلاحظ أيّ تغيّر سواء باستخدام محلول الأمونيا المخفّف أو محلول الأمونيا المركّز.

مثال 9

أيٌّ من أيونات الهاليدات يكون موجودًا في المحلول عندما يتكوّن راسب عن طريق إضافة محلول نترات الفضّة، ثم يذوب هذا الراسب عند إضافة محلول الأمونيا المخفّف إليه؟

الحلّ

- تكوّن أيونات الكلوريد، والبروميد، واليوديد رواسب عندما تتفاعل مع أيونات الفضّة.
- سوف يذوب كلوريد الفضّة فقط عند إضافة محلول الأمونيا المخفّف إليه.
- إنَّ أيونات الكلوريد هي التي كانت موجودة في المحلول الأصليّ.

3-1 عناصر المجموعة السابعة (VIIA): الاتجاهات الدورية لخصائصها

الإجابات/ عيّنة بيانات

الموادّ المطلوبة: محاليل NaCℓ و NaBr و NaI تركيز كلٍّ منها 0.5 M، محلول نيترات الفضّة تركيزه 0.5 M ومحلول أمونيا مخفّف، ومحلول أمونيا مركّز، أنابيب اختبار، معدّات عملية الترشيح.

يجب أن يتمّ هذا النشاط في مجموعات من ثلاثة طلاب يتعاونوا في إنجاز النشاط.

احتياطات السلامة: تأكّد من إضافة الأمونيا داخل خزانة الأبخرة. يجب على الطلاب أيضًا ارتداء النظارات الواقية في كلّ الأوقات.

الأسئلة

a. اكتب المعادلات الموزونة للتفاعلات الثلاثة التي نفّذتها في الخطوة 1.

تفاعل نترات الفضّة مع كلوريد الصوديوم :

$$AgNO_3 + NaC\ell \rightarrow NaNO_3 + AgC\ell$$

تفاعل نترات الفضّة مع بروميد الصوديوم:

$$AgNO_3 + NaBr \rightarrow NaNO_3 + AgBr$$

تفاعل نترات الفضّة مع يوديد الصوديوم:

$$AgNO_3 + NaI \rightarrow NaNO_3 + AgI$$

الدرس 1-3: الكيمياء الوصفيّة لعناصر المجموعة السابعة VIIA (17)

3-1 عناصر المجموعة السابعة (VIIA): الاتجاهات الدورية لخصائصها

سؤال الاستقصاء	هل يمكن الكشف عن محاليل أيونات الهاليدات؟
المواد المطلوبة	محاليل NaCℓ، وNaBr، وNaI تركيز كلّ منها 0.5 M، محلول نيترات الفضة تركيزه 0.5M ومحلول أمونيا مخفّف، ومحلول أمونيا مركّز، أنابيب اختبار، أدوات عملية الترشيح.

الإجراءات

1. ضع في ثلاثة أنابيب اختبار (5 mL) من محلول نترات الفضّة، تركيزه (0.5 M). في كلّ منها أضف (5 mL) من محلول كلوريد الصوديوم، تركيزه (0.5 M)، الى أحد أنابيب الاختبار و (5 mL) من محلول بروميد الصوديوم، تركيزه (0.5 M)، إلى أنبوب آخر، ثمّ (5 mL) من محلول يوديد الصوديوم، تركيز (0.5 M)، إلى آخر أنبوب.
2. اجمع الراسب الناتج من كلّ أنبوب اختبار باستخدام عمليّة الترشيح، واغسله جيّدًا بالماء المقطّر أو الماء الخالي من الأيونات.
3. نقّذ هذا الجزء من النشاط في خزانة الأبخرة، بطريقة تجعل الرواسب تتفاعل مع محلول الأمونيا بتركيز (0.5 M)، فإذا لم يحدث أيُّ تفاعل مرئي، اجمع الراسب باستخدام عمليّة الترشيح واغسله مرّة أخرى، واجعله يتفاعل مع محلول الأمونيا المركّز.
4. دوّن الملاحظات جميعها.

الأسئلة

a. اكتب المعادلات الموزونة للتفاعلات الثلاثة التي نفّذتها في الخطوة (1).
b. فسّر الهدف من اختبار إضافة محلول الأمونيا المخفّف.
c. فسّر الهدف من اختبار إضافة محلول الأمونيا المركّز.
d. اكتب المعادلة الموزونة لتفاعل (AgBr) مع الأمونيا، وحدّد بشكل واضح الموادّ الناتجة القابلة للذوبان والمواد الصلبة.

مشروع بحثي

1. ابحث في درجات غليان كلّ من الفلور والكلور والبروم واليود، وارسمها بيانيًا، ثم حدّد طبيعة الحالة (صلبة، سائلة، غازيّة) التي يوجد فيها كلّ هالوجين عند درجة حرارة الغرفة. فسّر التدرّج في قيم درجات الغليان، والتغيّر في الحالات الفيزيائيّة من حيث القوى النسبيّة لقوى التجاذب البينيّة الجزيئية.
2. ابحث، وحدّد القوة النسبيّة للهالوجينات عندما تتفاعل كعوامل مؤكسدة، ثم فسّر التدرّج من حيث نصف القطر الذريّ والسالبيّة الكهربائيّة.
3. ابحث، وارسم بيانيًّا طاقات روابط هاليدات الهيدروجين (HF وHCℓ وHBr وHI)، وفسّر الاستقرار الحراريّ لها من حيث طاقات الروابط، واشرح أيضًا التدرّج في طاقات الروابط من حيث أطوال الروابط، ثم فسّر التدرّج في أطوال الروابط من حيث نصف القطر الذري.

31

b. فسّر الهدف من اختبار محلول الأمونيا المخفّف.

يضاف محلول الأمونيا المخفف إلى محلول ملح الفضة. يستخدم هذا الاختبار للكشف عن وجود أيون الكلوريد.

c. فسّر الهدف من اختبار محلول الأمونيا المركّز.

يضاف محلول الأمونيا المركز إلى محلول ملح الفضة لأنّ بروميد الفضّة يذوب في محلول الأمونيا المركّز. يستخدم هذا الاختبار للكشف عن وجود أيون البروميد.

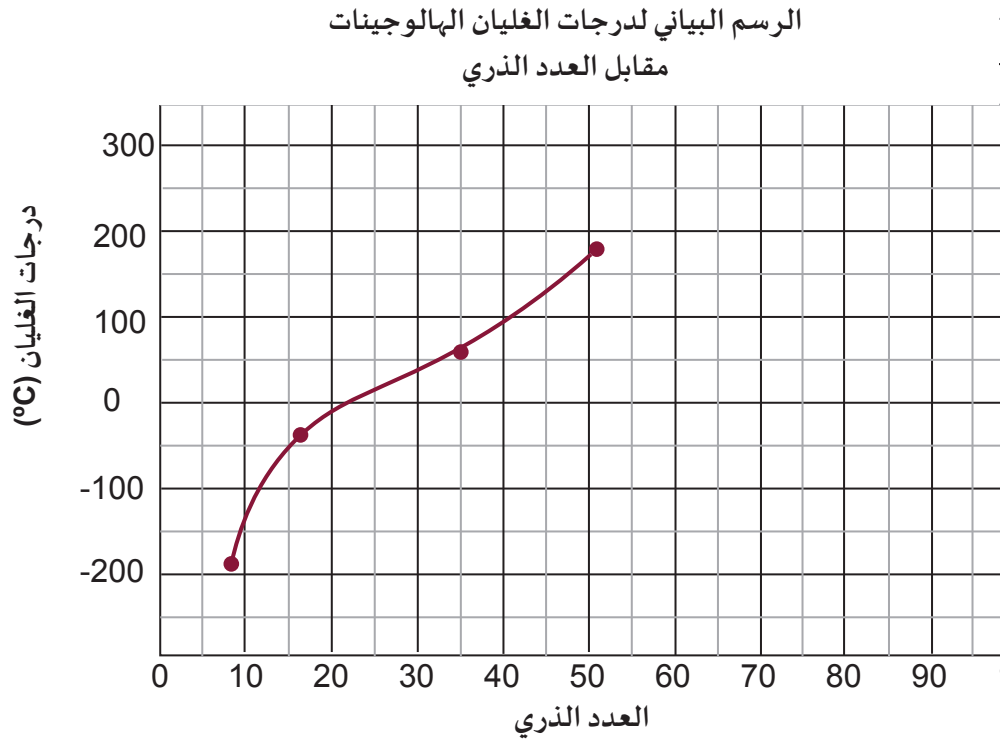
d. اكتب المعادلة الموزونة لتفاعل AgBr مع الأمونيا، وحدّد بشكل واضح الموادّ الناتجة القابلة للذوبان والموادّ الصلبة.

$$AgBr_{(s)} + 2NH_{3(aq)} \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$$

النتائج

	التفاعل مع محلول الأمونيا المخفف	التفاعل مع محلول الأمونيا المركز
كلوريد الفضّة	**يذوب الراسب**	**يذوب الراسب**
بروميد الفضّة	**لم يُلاحظ أيّ تغيير**	**يذوب الراسب**
يوديد الفضّة	**لم يُلاحظ أيّ تغيير**	**لم يُلاحظ ايُّ تغيير**

مشروع بحثي



1. ابحث في درجات غليان كلّ من الفلور والكلور والبروم واليود، ثم حدّد طبيعة الحالة (صلبة، سائلة، غازيّة) التي يوجد فيها كلّ هالوجين عند درجة حرارة الغرفة. فسّر التدرّج في قيم درجات الغليان، والتغيّر في الحالات الفيزيائيّة من حيث القوى النسبيّة لقوى التجاذب البينيّة الجزيئية.

يوضّح لنا الرسم البياني أن الفلور والكلور موجودان في حالة غازيَّة عند درجة حرارة الغرفة. أمّا البروم فيكون في الحالة السائلة عند درجة حرارة الغرفة ويكون اليود صلبًا. تزداد درجات غليان الهالوجينات بالاتجاه إلى أسفل المجموعة ، وسبب ذلك هو تز ايد قوى لندن التشتتية بين الجزيئات أيضًا بالاتجاه إلى أسفل المجموعة. وتؤدّي القوى الضعيفة بين الجزيئات إلى أن تكون درجة الغليان منخفضة للغاية.

2. ابحث، وحدّد القوة النسبيّة للهالوجينات عندما تتفاعل كعوامل مؤكسدة، ثم فسّر التدرّج من حيث نصف القطر الذريّ والسالبيّة الكهربائيّة.

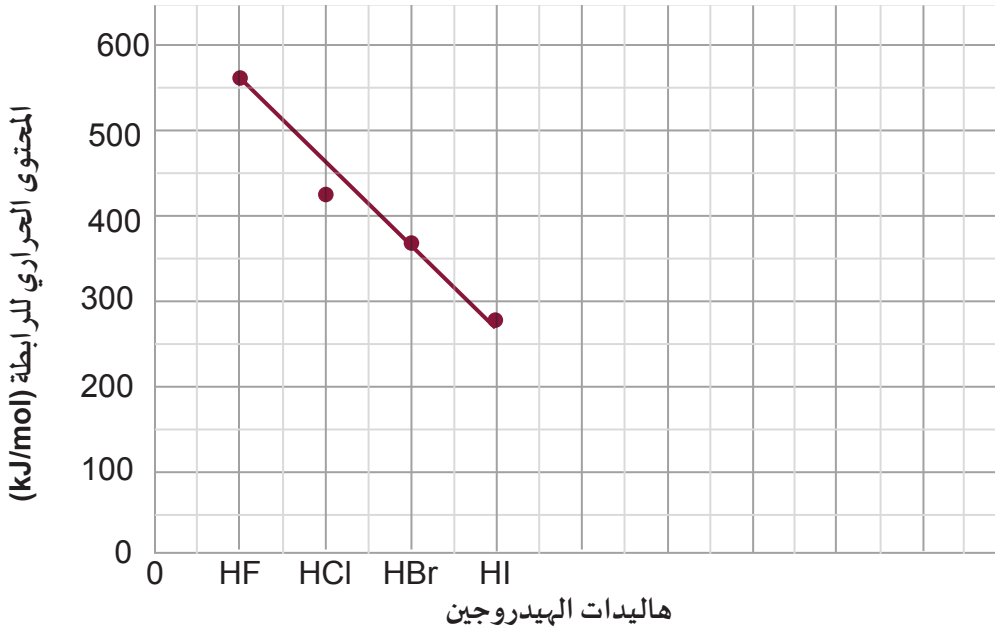
تُعرف الأكسدة على أنها فقدان الإلكترونات. جميع الهالوجينات عوامل مؤكسدة لأنّها تجذب الإلكترونات من عناصر أخرى. تتناقص قدرة الهالوجين كعامل مؤكسد عند الاتجاه إلى أسفل المجموعة. كذلك يزداد نصف القطر الذري بالإتجاه خلال المجموعة من أعلى إلى أسفل. وبذلك، يمكننا أن نوجز بأنَّ قدرة الهالوجينات على العمل كعامل مؤكسد تتناقص مع ازدياد نصف القطر الذري. وتتناقص السالبية الكهربائية أيضًا. ويمكن أن نستنتج أن قدرة الهالوجينات على العمل كعامل مؤكسد تنخفض مع انخفاض السالبية الكهربائية.

3. ابحث، وارسم بيانيًا طاقات روابط هاليدات الهيدروجين وفسّر الاستقرار الحراري من حيث طاقات الروابط. واشرح أيضًا التدرّج في طاقات الروابط من حيث أطوال الروابط. ثم فسّر التدرّج في أطوال الروابط من حيث نصف القطر الذري.

فلوريد الهيدروجين وكلوريد الهيدروجين لهما طاقة رابطة أعلى، ولذلك، فإنهما مستقرّان حراريًا. ويعود ذلك إلى أنه، عندما يكون زوج إلكترونات الرابطة أقرب إلى النواة (نصف القطر الذري أصغر)، فإنَّ الرابطة تتطلّب المزيد من الطاقة لتُكسر. وبالتالي ، فإنَّ الاستقرار الحراري يتناقص بالاتجاه إلى أسفل المجموعة. ويمكن تفسير هذا التدرّج من حيث أطوال الروابط أيضًا. فطول الرابطة هو المسافة بين نواتَي الذرتَيْن المرتبطتَيْن.

على هذا، فكلّما ازداد نصف القطر الذري للذرات، ازداد طول الرابطة. ويوضّح لنا الرسم البياني أنه كلّما ازداد نصف القطر الذري انخفضت طاقة الرابطة. أي إننا نحتاج إلى طاقة أقلّ لكسر الروابط عندما يكون طول الرابطة أكبر.

الرسم البياني لطاقات الروابط
لهاليدات الهيدروجين



تقويم الدّرس 1-3 — الإجابات

1. أيُّ عنصرين من عناصر المجموعة السابعة (VIIA) يمكنهما التفاعل مع بروميد البوتاسيوم؟
   a. اليود، والبروم
   b. اليود، والكلور
   c. الفلور، واليود
   d. الفلور، والكلور
   d. الفلور و الكلور

2. كيف تتغير قوة عناصر المجموعة السابعة (VIIA) كعوامل مؤكسدة بالإتجاه خلال المجموعة من الأعلى إلى الأسفل؟
   a. تزداد
   b. تتناقص
   c. تبقى ثابتة
   d. لا يوجد تدرّج واضح
   b. تتناقص

3. ما العامل المؤكسد في المعادلة الكيميائيّة الآتية؟

$$2KI_{(aq)} + Br_{2(\ell)} \rightarrow 2KBr_{(aq)} + I_{2(s)}$$

   a. KI
   b. Br_2
   c. KBr
   d. I_2
   b. Br_2

4. أيُّ من عناصر المجموعة السابعة (VIIA) من صنع الإنسان؟
   a. الأستاتين
   b. الفلور
   c. البروم
   d. التينيسين
   d. التينيسين

5. أي من التوزيعات الآتية يمثّل التوزيع الإلكتروني لإلكترونات تكافؤ عناصر المجموعة السابعة (VIIA)؟
   a. ns^1np^5
   b. ns^1np^6
   c. ns^2np^5
   d. $ns^2(n-1)p^5$
   c. ns^2np^5

تقويم الدّرس 1-3 — الإجابات

6. أي من الآتي صحيح بالنسبة لهاليدات الهيدروجين؟

a. تكوّن معظم هاليدات الهيدروجين أحماضًا قوية عند إذابتها بالماء

b. هاليدات الهيدروجين جميعها سوائل سامة عند درجة حرارة الغرفة

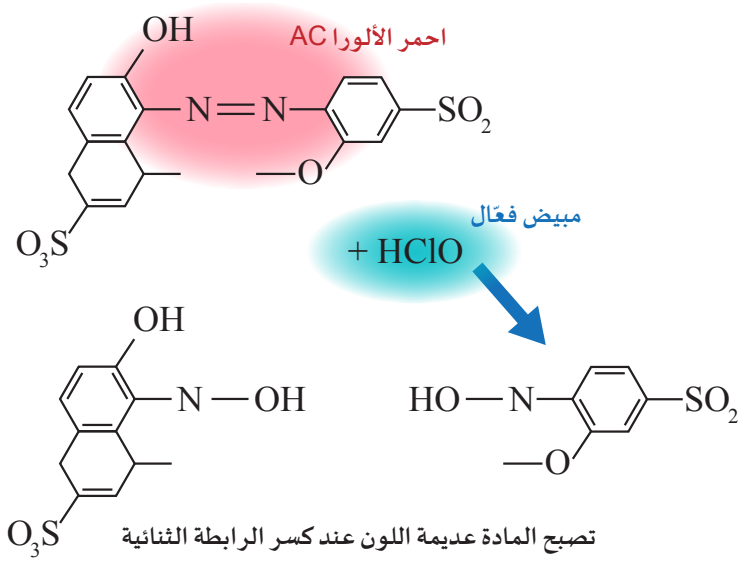
c. تكوّن هاليدات الهيدروجين محاليل غير موصلة للتيار الكهربائي

d. لدى هاليدات الهيدروجين درجات إنصهار عالية

a. تكوّن معظم هاليدات الهيدروجين أحماضًا قوية عند إذابتها بالماء

7. ابحث، وصِف بشكل عام، مستخدمًا مصطلحات عامّة، عمل مركّب هيبوكلوريت الصوديوم الموجود في المبيّض على إزالة البقع. يجب أن تتضمّن إجابتك مخطّطًا لجزيء صبغة نموذجيّ، والتغيّر الذي يحدث.

هيبوكلوريت الصوديوم عامل مؤكسد. تحتوي معظم الأصباغ على روابط ثنائية التي لديها رابطة باي. و يعمل هيبوكلوريت الصوديوم على كسر الروابط الثنائية من نوع باي، وبذلك، يبدأ اللون في الاختفاء.



تصبح المادة عديمة اللون عند كسر الرابطة الثنائية

إعادة تدريس

1. يجد الطلاب في أغلب الأحيان صعوبة في فهم وتذكّر تحديد الهاليدات في مركّب.
2. ناقش مع الطلاب دور نترات الفضّة في التعرّف إلى الهاليدات. تحلّ الهاليدات محلّ أيونات النترات ويتكوّن ملح (الفضّة + الهاليد).
3. هذه الأملاح صلبة. أعدَّ جدولًا يكتب فيه الطلاب ألوان الرواسب المتكونة.
4. على الجدول نفسه أضف عمودًا لتحديد الهاليدات. يجب على الطلاب كتابة الاختبار لكلّ هاليد في الجدول.

إثراء

1. ابحث وارسم بيانيًا درجات غليان لـ Br_2 ، $C\ell_2$ ، F_2 ، و I_2. ثم حدّد طبيعة الحالة (صلبة، سائلة، أو غازية) التي يوجد فيها كلّ هالوجين بشكل نموذجي عند درجة حرارة الغرفة.

   فسّر التدرّج في درجة الغليان والتغيّر في الحالات من حيث القوة النسبية لقوى الجذب بين الجزيئات.
2. ابحث وحدّد القدرات النسبية للهالوجينات كعوامل مؤكسدة. فسّر التدرّج في نصف القطر الذري والسالبية الكهربائية.
3. ابحث، وارسم بيانيًّا طاقات روابط هاليدات الهيدروجين HF و HCℓ و HBr و HI، وفسّر الاستقرار الحراريّ من حيث طاقات الروابط، واشرح أيضًا التدرّج في طاقات الروابط من حيث أطوال الروابط، ثم فسّر التدرّج في أطوال الروابط من حيث نصف القطر الذري.

اختيار من متعدّد

1. نصف القطر الذرّي لعناصر الفلور والبروم واليود هو بالتتالي: 147 pm و 185 pm و 198 pm استخدم هذه المعلومات وحدّد ممّا يأتي قيمة نصف القطر الذري لعنصر الكلور:

a. 53pm.
b. 175pm.
c. 190pm.
d. 200pm.

b. 175pm.

2. أيٌّ مما يأتي هو وحدة القياس الصحيحة لطاقة التأين؟

a. mole
b. g/mol
c. kj/mol
d. لا توجد وحدات

c. kj/mol

3. أيّ من المعادلات الآتية تصف بشكل صحيح طاقة التأيّن الثالثة للصوديوم؟

a. $Na^{3+}_{(s)} \rightarrow Na^{4+}_{(s)} + e^-$
b. $Na^{2+}_{(g)} \rightarrow Na^{3+}_{(g)} + e^-$
c. $Na^{3+}_{(s)} + e^- \rightarrow Na^{4+}_{(s)}$
d. $Na^{2+}_{(g)} + e^- \rightarrow Na^{3+}_{(g)}$

b. $Na^{2+}_{(g)} \rightarrow Na^{3+}_{(g)} + e^-$

4. أيٌّ مما يأتي هو وحدة القياس الصحيحة للميل الإلكتروني؟

a. moles
b. g/mol
c. Kj/mol
d. لا توجد وحدات

c. Kj/mol

5. أيَّةُ معادلة تصف بشكل صحيح الميل الإلكتروني للكبريت؟

a. $S_{(s)} \rightarrow S^+_{(s)} + e^-$
b. $S_{(g)} \rightarrow S^+_{(g)} + e^-$
c. $S_{(s)} + e^- \rightarrow S^-_{(s)}$
d. $S_{(g)} + e^- \rightarrow S^-_{(g)}$

d. $S_{(g)} + e^- \rightarrow S^-_{(g)}$

6. ما التدرّج الذي يحدث للسالبية الكهربائية بالإتجاه إلى أسفل المجموعة، وعبر الدورة على التوالي؟

a. تزداد، تزداد
b. تزداد، تتناقص
c. تتناقص، تزداد
d. تتناقص، تتناقص

c. تتناقص، تزداد

7. أيٌّ من أزواج عناصر المجموعة الرابعة(IVA) الآتية يصف بشكل صحيح التوصيل الكهربائيّ الخاصة بها؟

a. الجرافيت (موصل ضعيف) والقصدير (موصل جيّد)

b. السليكون (موصل ضعيف) والرصاص (موصل جيّد)

c. الجرمانيوم (شبه موصل) والقصدير (موصل جيّد)

d. الجرافيت (موصل ضعيف) والألماس (موصل ضعيف)

c. الجرمانيوم (شبه موصل) والقصدير (موصل جيّد)

8. أيُّ أكسيد من أكاسيد المجموعة الرابعة(IVA) ليس أمفوتيريًّا؟

a. القصدير **c.** الكربون

b. الرصاص **d.** الجرمانيوم

c. الكربون

9. أيُّ صيغتين كيميائيتين ممّا يأتي هما لأكاسيد الرصاص الشائعة؟

a. PbO و PbO_2 **c.** PbO_2 و PbO_4

b. PbO و PbO_4 **d.** PbO_4 و Pb_2O_3

a. PbO و PbO_2

10. ما الطبيعة المميّزة التي تُظهرها أكاسيد الكربون عندما تتفاعل مع الماء أو هيدروكسيد الصوديوم؟

a. قاعديّة **c.** متعادلة

b. حمضيّة **d.** أمفوتيريّة

b. حمضيّة

11. ما الطبيعة المميّزة التي يُظهرها أكسيد العنصر من المجموعة الرابعة (IVA) في المعادلة الآتية؟

$$GeO_{2(s)} + 4\ HC\ell_{(aq)} \rightarrow GeC\ell_{4(aq\ or\ s)} + 2\ H_2O_{(l)}$$

a. قاعديّة **c.** متعادلة

b. حمضيّة **d.** أمفوتيريّة

a. قاعديّة

12. ما الطبيعة المميَّزة التي يُظهرها أكسيد العنصر من المجموعة الرابعة (IVA) في المعادلة الآتية؟

$$SnO_{(s)} + 2\ OH^-_{(aq)} \rightarrow SnO_2^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

a. قاعديّة
b. حمضيّة
c. متعادلة
d. أمفوتيريّة

b. حمضيّة

13. أيُّ عنصر من عناصر المجموعة السابعة (VIIA) يمكنه تكوين حالة تأكسد (–1) فقط؟

a. I
b. F
c. Cℓ
d. Br

b. F

14. أيٌّ من عناصر المجموعة السابعة (VIIA) الآتية هو أفضل عامل مؤكسد؟

a. I_2
b. F_2
c. $Cℓ_2$
d. Br_2

b. F_2

15. أيٌّ من أيونات عناصر المجموعة السابعة (VIIA) لا يشكّل راسبًا مع أيونات الفضّة؟

a. اليوديد
b. الفلوريد
c. الكلوريد
d. البروميد

b. الفلوريد

16. أيٌّ من هاليدات الفضّة (AgX) سيذوب في محلول الأمونيا المخفّف؟

a. AgI
b. AgF
c. AgCℓ
d. AgBr

c. AgCℓ

17. ما العامل المؤكسد في التفاعل الآتي؟

$$2KBr_{(aq)} + Cℓ_{2(g)} \rightarrow 2KCℓ_{(aq)} + Br_{2(ℓ)}$$

a. KCℓ
b. $Cℓ_2$
c. KBr
d. Br_2

b. $Cℓ_2$

18. أي مما يأتي يرتّب العناصر (من اليسار الى اليمين) وفق زيادة درجة الغليان؟

a. $F_2, C\ell_2, Br_2, I_2$

b. $I_2, Br_2, C\ell_2, F_2$

c. $Br_2, C\ell_2, F_2, I_2$

d. $F_2, I_2, Br_2, C\ell_2$

a. **$F_2, C\ell_2, Br_2, I_2$**

أسئلة الإجابات القصيرة

الدّرس 1-1: توقّع الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر

19. اكتب معادلة كيميائيّة موزونة تصف طاقة التأيّن الأولى لليثيوم، بما في ذلك تدوين الحالة.

$$Li_{(g)} \rightarrow Li^+_{(g)} + e^- \qquad IE_1 = 572.3\ kJ/mol$$

20. أيُّ عنصر من عناصر الدورة الثانية يمتلك أعلى طاقة تأيّن أولى؟

يمتلك النيون أعلى طاقة تأيّن في الدورة 2.

21. هل تزداد طاقة التأيّن أو تنخفض عبر الدورة؟ اشرح ذلك من حيث نصف القطر الذريّ وعدد الإلكترونات الحاجبة.

بشكل عام، تزداد طاقة التأيّن كلّما اتجهنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة بسبب زيادة قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية مما يؤدي إلى نقص نصف القطر الذري فيصعب فصلها.

22. اكتب معادلة كيميائيّة موزونة تصف الميل الإلكترونيّ لعنصر اليود، واكتب الحالة الفيزيائية.

$$I_{(g)} + e \rightarrow I^-_{(g)} \qquad EA = -295\ kJ/mol$$

23. ما الذي يشير إليه الميل الإلكتروني ذو القيمة الموجبة؟ اشرح ذلك من حيث الطاقة والاستقرار الحراري.

يشير الميل الإلكتروني الموجب إلى أن العنصر مستقرّ. لذلك، فإنّ إضافة المزيد من الإلكترونات إلى مثل هذا العنصر تتطلّب طاقة أكبر، ويُعدُّ هذا تفاعلًا ماصًّا للحرارة.

24. ما العلاقة العامّة بين السالبيّة الكهربائيّة ونصف القطر الذريّ بالاتجاه إلى أسفل المجموعة في الجدول الدوريّ؟

يزداد نصف القطر الذري بالاتجاه إلى أسفل المجموعة وتتناقص السالبية الكهربائية بالاتجاه خلال المجموعة من اعلى إلى أسفل.

وبذلك، يمكن كتابة العلاقة العامة على النحو الآتي: كلما ازداد نصف القطر الذري تناقصت السالبية الكهربائية بالاتجاه إلى أسفل المجموعة.

25. أيُّ عنصر من كل زوج من العناصر الآتية، له أعلى قيمة للميل الإلكتروني الأكثر قيمة سالبة؟

a. Li أم Be

Li

b. B أم Ne

B

c. O أم F

F

d. N أم O

O

26. يحتوي العنصر (Y) على قيم IE الآتية بوحدة kJ/mol :

$IE_1 = 1012, IE_2 = 1903, IE_3 = 2912, IE_4 = 4956, IE_5 = 6273, IE_6 = 22233$

أكتب التركيب الإلكترونيّ لأعلى مستوى طاقة مشغول في هذا العنصر.

سيحتوي أعلى مستوى طاقة مشغول لهذا العنصر 5 إلكترونات. لذا، يمكن أن يكون هذا العنصر النيتروجين أو الفوسفور. ولكنَّ طاقة التأيّن الأولى هي الأقل لعنصر الفوسفور مما هي عليه لعنصر النيتروجين (IE_1 Nitrogen) = 1402kJ\mol. لذلك هذا العنصر هو الفوسفور. ولذلك، فإنَّ التركيب الإلكتروني لأعلى مستوى طاقة مشغول لهذا العنصر يكون: $3s^2\ 3p^3$

الدّرس 1-2: الكيمياء الوصفيّة لعناصر المجموعة الرابعة IVA (14)

27. لماذا يستطيع الجرافيت توصيل الكهرباء، ولا يستطيع الألماس ذلك، على الرغم من أن كليهما صور تآصلية لعنصر الكربون؟

للجرافيت والألماس هياكل مختلفة. حيث يتكوّن الجرافيت من ذرات الكربون مرتبة في طبقات إلكتروناتها غير متمركزة (يحتوي على إلكترونات حرة الحركة). أما الماس فلا يحتوي على إلكترونات حرة الحركة، لذلك فإنه غير موصل للكهرباء.

28. أيّ من عناصر المجموعة الرابعة (IVA) هو من أشباه الموصلات؟

السيليكون والجرمانيوم هما من أشباه الموصلات.

29.* لماذا تكون درجة انصهار القصدير أقلّ من درجة انصهار الرصاص، على الرغم من أن نصف القطر الذري للقصدير أصغر من نصف القطر الذريّ للرصاص؟

نصف القطر الذري للقصدير أصغر من الرصاص، ولكنه يمتلك أيضًا بنية بلّورية مشوّهة. لذا، فإنَّ البنية المشوّهة تحتاج إلى طاقة أقلّ لكسر الروابط الذرية بين ذرات القصدير. ولأنَّ كسر الروابط الذرية سهل، فإنَّ درجة انصهار القصدير تكون أقلّ.

30.* اكتب المعادلة الكيميائيّة الموزونة التي تصف تفاعل غاز ثاني أكسيدالكربون مع محلول هيدروكسيد الصوديوم لتكوين كربونات الصوديوم بما في ذلك تدوين الحالة.

$$CO_{2(g)} + 2\ NaOH_{(aq)} \rightarrow Na_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$$

31.* لماذا تكوّن معظم عناصر المجموعة الرابعة (IVA) أكاسيد وثاني أكسيد مثل XO و XO_2؟ اشرح ذلك من حيث حالات التأكسد.

يمكن أن تشكّل معظم عناصر المجموعة الرابعة (IVA) أول أكسيد وثاني أكسيد، لأنّ هذه العناصر يمكن أن يكون لها حالات تأكسد (+2) و (+4). عندما يكتسب عنصر المجموعة الرابعة (IVA) حالة تأكسد (+2)، فإنه يشكّل أول أكسيد (XO). عندما يكتسب عنصر المجموعة الرابعة (IVA) حالة تأكسد (+4)، فإنه يشكّل ثاني أكسيد (XO_2).

32. أيٌّ من عناصر المجموعة الرابعة (IVA) يكوّن أكاسيد أمفوتيريّة؟

الجرمانيوم والقصدير والرصاص تكون أكاسيد أمفوتيريّة.

33. ما نواتج التفاعل بين $SnO_{(s)}$ و $HC\ell_{(aq)}$؟

سينتج تفاعل SnO و HCℓ ملح $SnC\ell_2$ والماء (H_2O).

$$SnO_{(s)} + 2HC\ell_{(aq)} \rightarrow SnC\ell_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$$

34. ما الأيون الذي يُنتج عند تفاعل $PbO_{(s)}$ مع $OH^-_{(aq)}$؟

الأيون الذي يُنتَج عندما يتفاعل PbO مع OH^- هو PbO_2^{-2}

35. ما نوع المادّة الصلبة التي يكوّنها ثاني أكسيد السيليكون والتي تجعل درجة انصهاره عالية للغاية؟

يشكّل ثاني أكسيد السيليكون بلّورة صُلبة تساهمية شبكية تمنحه درجة انصهار عالية جدًا.

الدّرس 1-3: الكيمياء الوصفيّة لعناصر المجموعة السابعة VIIA (17)

36. في أيّة حالة (صلبة، سائلة، غازيّة) توجد العناصر الأربعة الأولى من المجموعة السابعة (VIIA) في الطبيعة؟

العناصر الأربعة الأولى من المجموعة (VIIA) هي الفلور والكلور والبروم واليود. يوجد الفلوروالكلوربشكل طبيعي كغازات. ويوجد البروم بشكل طبيعي كسائل أما اليود فيوجد بشكل طبيعي كمادة صلبة.

37. ما عدد حالات التأكسد السالبة التي يمكن أن تكوّنها عناصر المجموعة السابعة (VIIA)؟ وما هي هذه الحالات؟

لا يمكن لعناصر المجموعة (VIIA) أن تُظهر سوى حالة تأكسد سالبة واحدة وهي (1-).

38. أيُّهما العامل المؤكسد الأقوى، الكلور أم اليود؟

الكلور هو العامل المؤكسد الأقوى من اليود.

39. أيٌّ من هاليدات الهيدروجين يُعد الأكثر استقراراً حرارياً؟ فسر إجابتك.

فلوريد الهيدروجين HF لأن الرابطة بين الهيدروجين والفلور هي الأقل طولاً والأقوى رابطة.

40. أيٌّ من أيونات عناصر المجموعة السابعة (VIIA) يوجد في المحلول الذي يكوّن راسبًا مع أيونات الفضّة لا يتفاعل مع محلول الأمونيا المركّز؟

إذا لم يذب الراسب عندما يتفاعل مع محلول الأمونيا المركّز، فهذا يعني أن أيونات اليوديد موجودة.

41. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة التي تصف تفاعل $AgBr_{(s)}$ مع $NH_{3(aq)}$ المركّز، واكتب الحالة الفيزيائية.

$$AgBr_{(s)} + 2NH_{3(aq)} \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$$

*

42. ما العلاقة بين قوّة العامل المؤكسد والسالبيّة الكهربائيّة لعناصر المجموعة السابعة (VIIA)؟

كلما ازدادت السالبية الكهربائية، ازدادت قوة العامل المؤكسد لعناصر المجموعة السابعة (VIIA).

*

43. ما العلاقة بين قوّة العامل المؤكسد ونصف القطر الذريّ لعناصر المجموعة السابعة (VIIA)؟

مع ازدياد نصف القطر الذري، تتناقص قوة العامل المؤكسد في عناصر المجموعة السابعة (VIIA).

*

44. أيُّ أيون من أيونات عناصر المجموعة السابعة (VIIA) يوجد في المحلول الذي يتفاعل مع أيونات الفضّة ويكوّن راسبًا يتفاعل مع محلول الأمونيا المركّز؟

إذا كان الراسب يذوب فقط عندما يتفاعل مع محلول الأمونيا المركّز، فإنَّ أيونات البروميد تكون موجودة.

45. أكمل ووازن المعادلة الكيميائية الآتية:

$$H_2SO_{4(aq)} + KBr_{(aq)} \longrightarrow ??$$

المعادلة الموزونة هي كما يأتي:

$$H_2SO_{4(aq)} + KBr_{(aq)} \longrightarrow KHSO_{4(aq)} + HBr_{(g)}$$

أوراق عمل

الاسم ..... التاريخ .....

نشاط a1-1 خصائص العناصر

سؤال الاستقصاء	هل يمكنك المطابقة بين الخصائص والعناصر؟
الموادّ المطلوبة	جدول دوري، مقصّ، غراء، ورقة بيضاء

خلفية معرفية عن الموضوع

يتمّ ترتيب العناصر في الجدول الدوري وفقًا لعددها الذرّي، وتوزيعها الإلكتروني، وخصائصها الكيميائيّة. ويمكن توقّع الكثير من خصائص العنصر إذا كانت مجموعته ودورته معلومتين. في هذا النّشاط سوف تطابق بين خاصية العنصر واسمه. استخدم الجدول الدوريّ لمساعدتك.

العناصر

النَيتروجين Nitrogen	الحديد Iron	الكربون Carbon
الألومنيوم Aluminum	الكالسيوم Calcium	الهيليوم Helium
الفلور Fluorine	اللّيثيوم Lithium	الكلور Chlorine
الفوسفور Phosphorous	الآرجون Argon	

الاسم ..... التاريخ .....

خصائص العناصر

يشكّل هذا العنصر في العادة ثلاث روابط، ويحتوي نظيره الأكثر شيوعًا على 14 جسيمًا في نواته، وهو موجودٌ في الطبيعة على شكل غاز ويشكّل معظم الهواء الذي نتنفَس.

لهذا العنصر نظير مشعّ يُستخدم لتحديد عمر الكثير من الموادّ التي قد يصل عمرها إلى عشرات الآلاف من السَنين، بشرط أن تحتوي هذه الموادّ على موادّ أحيائية.

يتحد هذا العنصر بشكل كيميائيَ مع ثلاث ذرّات هيدروجين، ويكون عدده الكتلي المستقرّ أكثر بواحد من ضعف عدَده الذَري، ويُعدُّ أيضًا العنصر الأساسي في الجزيئات الموجودة في أجسامنا والذي يخزن الطَاقة ويُطلقها.

يحتاج هذا العنصر إلى إلكترون واحد للوصول إلى مستوى فرعي خارجي مكتمل، وله كتلة، وغالبًا ما يُستخدم للحفاظ على المسطّحات الكبيرة من الماء وخالية من البكتيريا.

يوصف هذا العنصر بأنه الأكثر سالبيَة كهربائيَة، ويضاف إلى ماء الصَنبور الذي نستخدمه لحماية أسناننا من التَسوَس.

لهذا العنصر عدد كتليَ يساوي ضعف عدده الذَري مضافًا إليه واحدٌ. وإذا تمّ صنع الطَائرات من الفولاذ عوضًا عن هذا العنصر، فقد يصعب عليها الطيران.

الاسم ..... التاريخ .....

لهذا العنصر متوسّط كتله ذرّية أقلّ من 7 amu (وحدة كتلة ذريَة). الكتلة الذرية لمعظم نظائره الشائعة وتأثيراتها في دماغ الانسان هي التي أعطت مشروب "7.up" الغازيَ اسمه المعروف به.

هذا الفلز الانتقالي أخفّ من الخارصين، وله متوسّط كتلة ذريَة أقرب إلى ثاني أخفّ نظير. وهو العنصر الأكثر وجودًا في النيازك.

هنالك طريقتان لبناء نواة هذا العنصر، وكلتا النواتين لهما كتلة أكبر من 1، وهو العنصر الوحيد الذي يمتلك أحد نظائره عدد بروتونات أكثر من النيوترونات. ويمكن استخدامه لتوليد الطَّاقة في تفاعل الاندماج الذري، وقد أخذ العلماء بالحسبان التَنقيب عنه على سطح القمر لوجود كميَات قليلة جدًا منه على سطح الأرض.

يقع هذا العنصر باتجاه الجانب الأيسر من الجدول الدوريَ، وله ستة نظائر مستقرة. ويحتاج النَاس إلى استهلاك هذا العنصر لتقوية عظامهم وتنظيم دقَّات قلوبهم.

لا يشكّل هذا العنصر أيَّة روابط كيميائيَة، ولنظائره المستقرّة جميعها عدد كتليَ مزدوج. يُستخدم هذا العنصر في أغلب الأحيان أثناء عملية اللِحام للحفاظ على نظافة الفلز.

الاسم ..... التاريخ .....

نشاط 1-1 التدرّج في طاقة التأيّن والميل الإلكتروني والسالبيَة الكهربائيَة

سؤال الاستقصاء	هل يمكن استنتاج التدرَجات في طاقة التأيّن والميل الإلكتروني والسَالبية الكهربائيَة؟ وهل يمكن تفسيرها من البيانات؟
الموادّ المطلوبة	جداول بيانات، ورقة رسم بياني.

خلفية معرفية عن الموضوع

تساعدنا التدرّجات العامة في الجدول الدوري في التعرّف إلى خصائص العناصر. في هذا النَشاط سوف يستكشف الطلاب التدرّجات بعد أن يرسموا رسومات بيانيَة متنوعة.

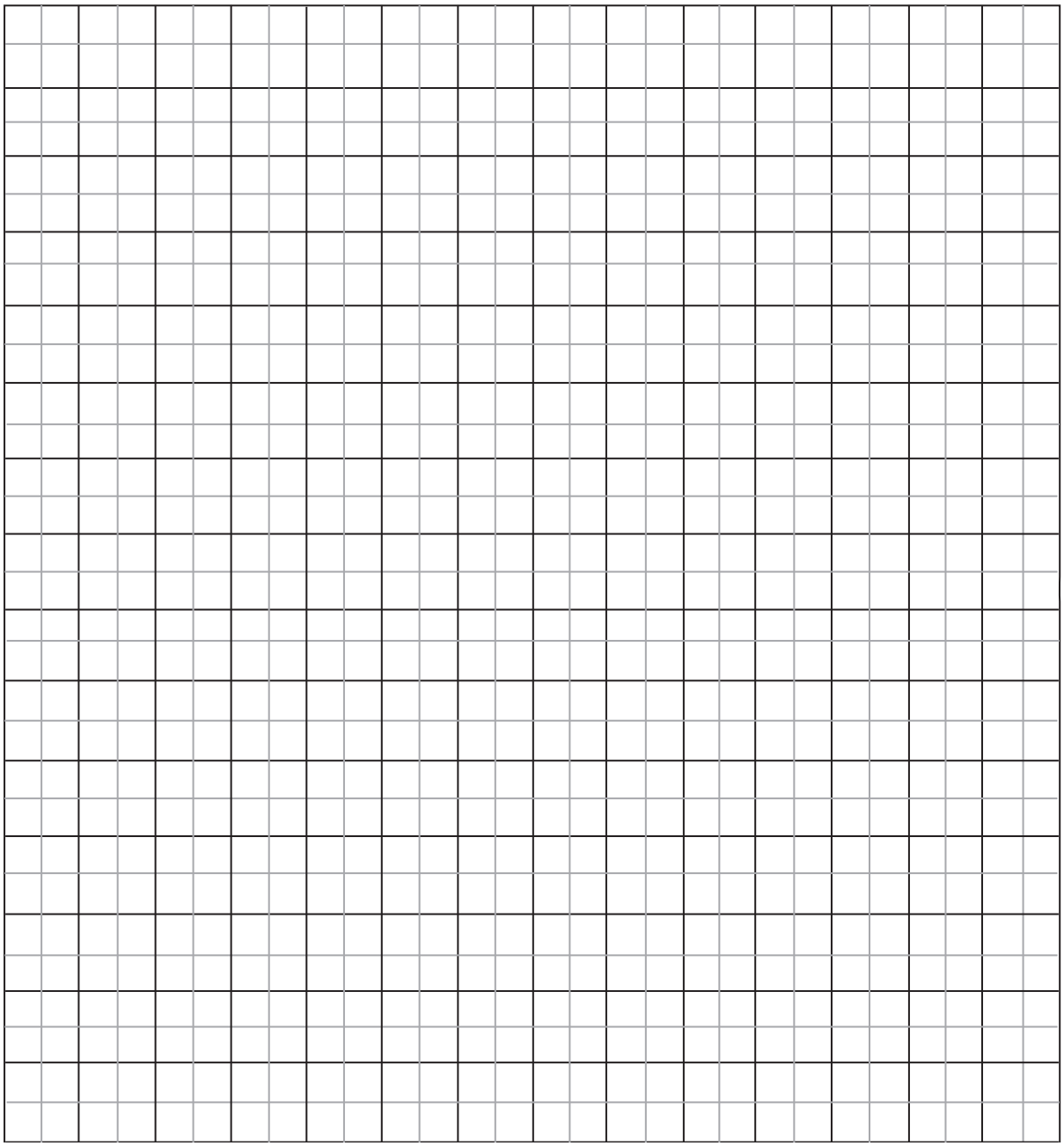
- طاقة التأيّن الأولى (IE_1) هي الطاقة اللازمة لنزع الالكترون الأقلّ ارتباطًا لمول واحد من الذرات المفردة في حالته الغازية لتكوين أيون موجب.
- الميل الإلكتروني (EA) هو التغيّر في الطاقة عندما تتمّ إضافة إلكترون إلى ذرة متعادلة كهربائيًا وهي في الحالة الغازيَة لتكوين أيون سالب.
- السَالبية الكهربائيَة هي القدرة النَسبية للذرة على جذب الإلكترونات الموجودة في الرابطة الكيميائية.

خطوات إجراء النشاط

1. باستخدام قيم طاقات التأيّن الأولى الموجودة لديك في الجدولين 1-1 و 1-2، أنشئ الرسم البياني لطاقة التأيّن الأولى (IE_1) في مقابل العدد الذري لعناصر الدورة الثانية. أنشئ رسمًا بيانيًا ثانيًا لطاقة التأيّن الأولى(IE_1) في مقابل العدد الذري لعناصر المجموعة الثانية (IIA) من الجدول الذريَ.
2. اذكر التدرّجات في طاقة التأيّن لكلّ رسم بيانيّ عندما يزداد العدد الذريّ.
3. باستخدام قيم طاقات التأيّن المتتالية الموجودة في الجدول 3.1، ارسم رسمًا بيانيًا يوضّح التغيَر في طاقة التأيّن في مقابل عدد الإلكترونات المنزوعة من عنصر الألمنيوم.
4. اكتب توزيع أوفباو الإلكتروني للألومنيوم، وفسّر القفزة الكبيرة في طاقة التأيّن عندما يتمّ نزع الإلكترون الرابع.
5. باستخدام جدول بيانات قيم الميل الإلكتروني لعناصر الدورة الرابعة الموجود لديك، ارسم رسمًا بيانيًا يوضَح التغيَر في الميل الإلكتروني في مقابل العدد الذري، وحدَد التدرّج العام لهذه القيم.
6. باستخدام جدول بيانات قيم السالبيّة الكهربائيّة لعناصر المجموعة السابعة (VIIA) الموجود لديك، ارسم رسمًا بيانيًا يوضَح التغيَر في السالبيّة الكهربائيّة في مقابل العدد الذريَ، وحدّد التدرَج العام لهذه القيم وفسَرها من حيث نصف القطر الذريَ.

الاسم ..... **التاريخ** .....

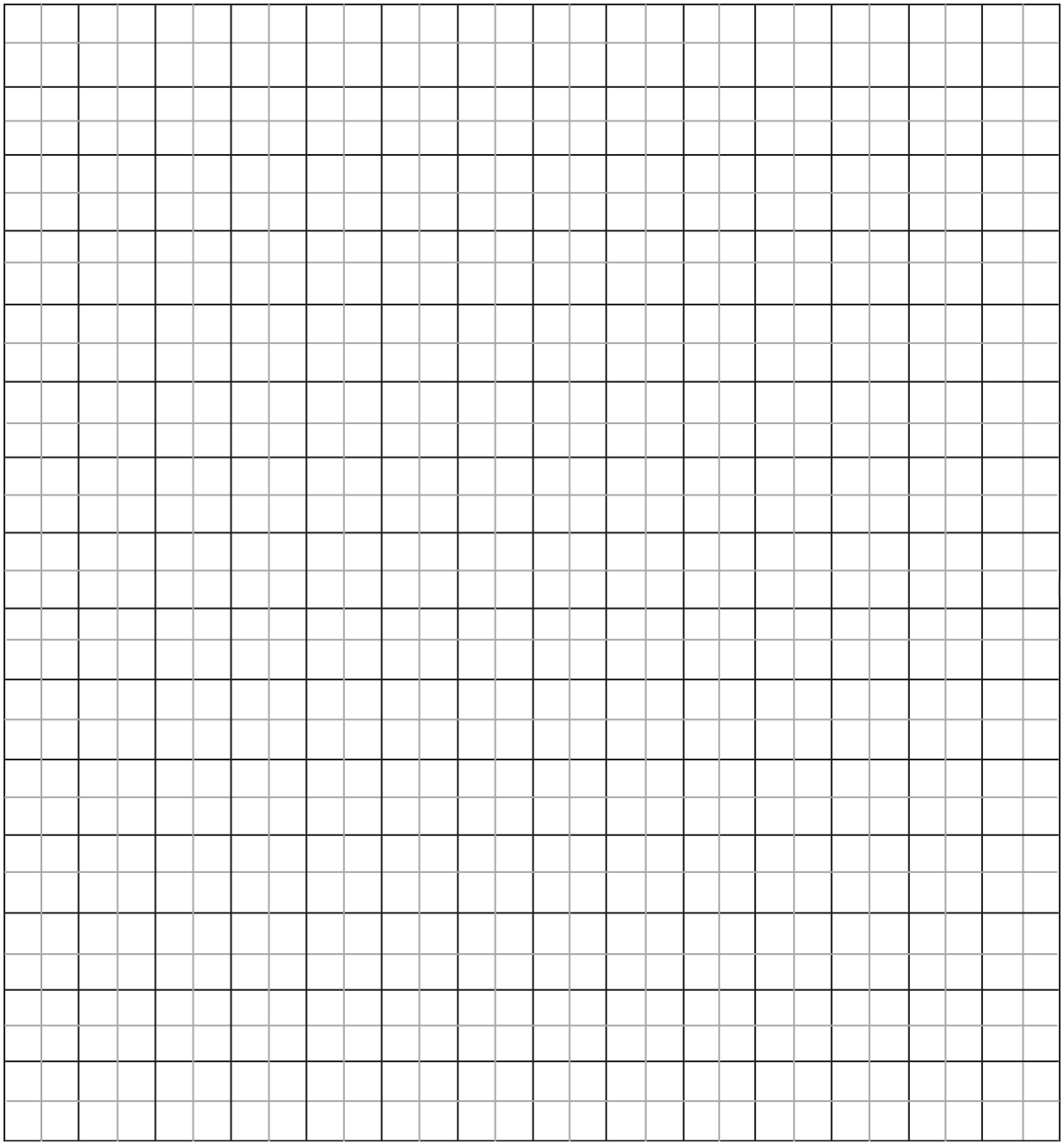
1. الرسم البياني 1



2. اذكر التدرّج:

الاسم ..... التاريخ .....

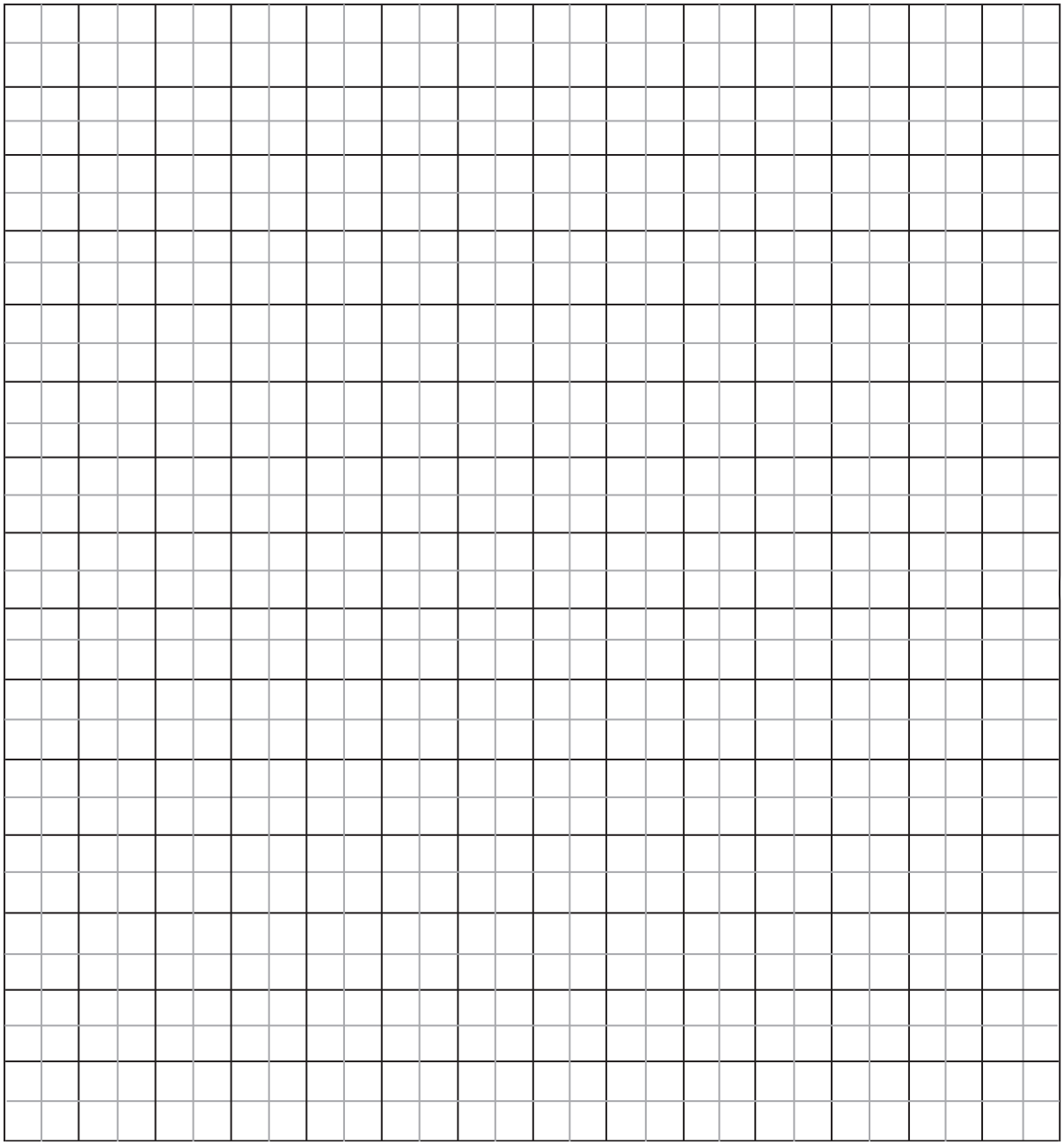
3. الرسم البياني 2



اذكر التدرّج:

الاسم ..... التاريخ .....

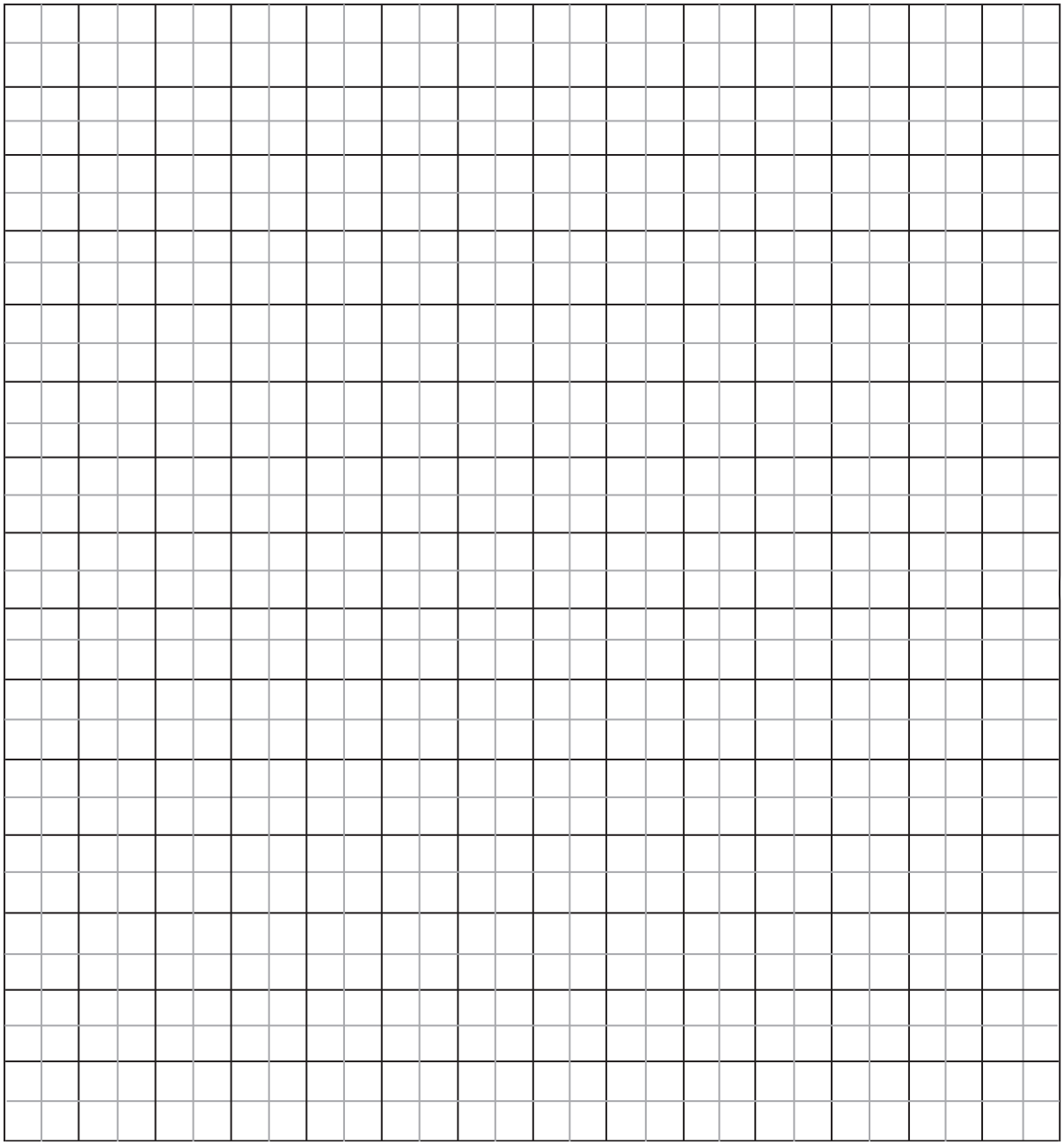
4. الرسم البياني 3



توزيع أوفباو الإلكتروني للألمنيوم:

لماذا توجد قفزة (ارتفاع) في طاقة التأيّن عندما يتم نزع الإلكترون الرابع؟

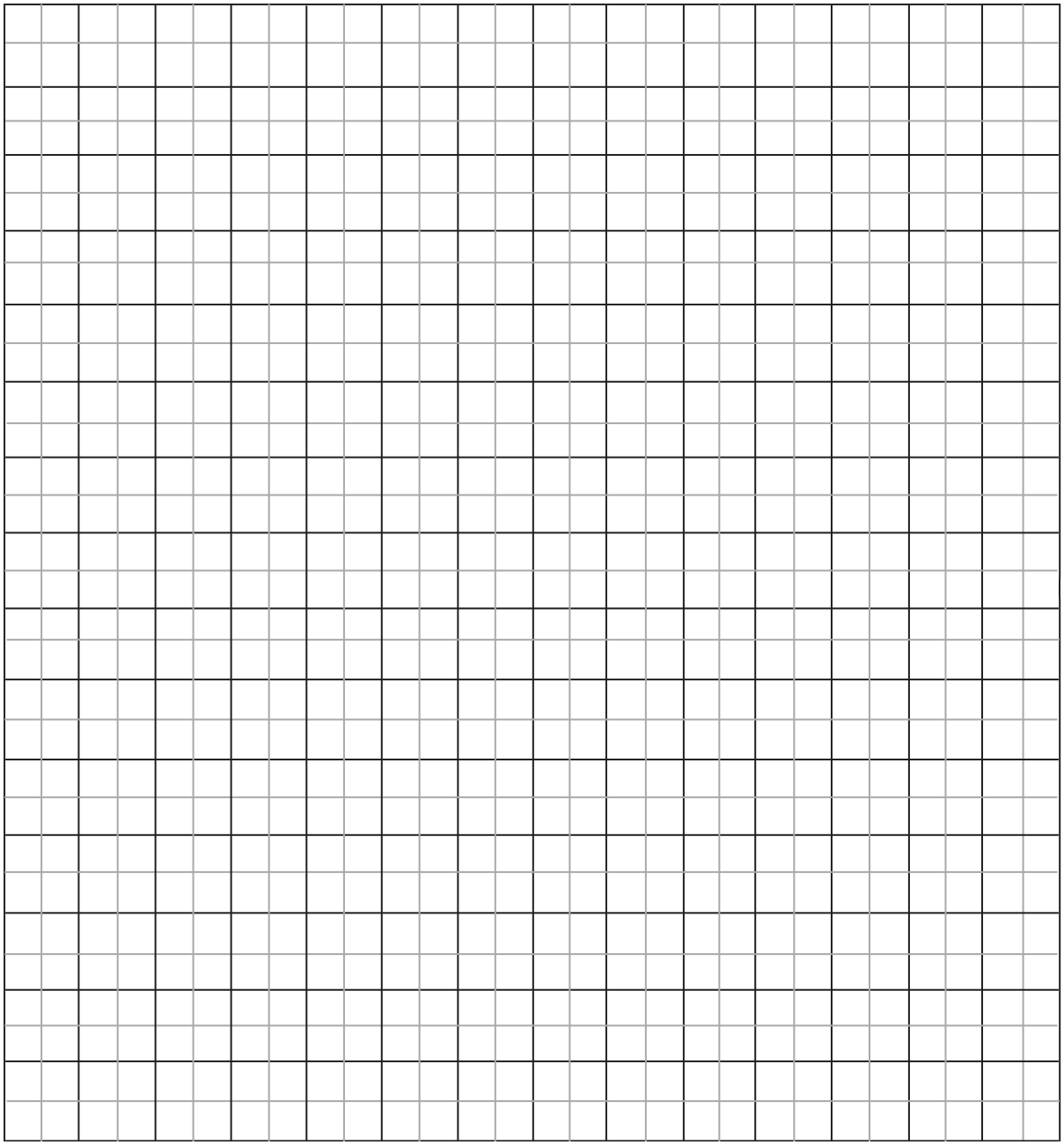
5. الرسم البياني 4



حدَد التدرج العام للميل الإلكتروني باستخدام الرسم البياني الخاص بك، واشرح ذلك من حيث نصف القطر الذريَ.

الاسم ..... التاريخ .....

6. الرسم البياني 5



حدَد التدرج العام للسالبية الكهربائيّة باستخدام الرسم البيانيَ الخاص بك، واشرح ذلك من حيث نصف القطر الذريَ.

الاسم ..... **التاريخ** .....

الأسئلة

a. اكتب توزيعات أوفباو الإلكترونية لعناصر الدورة الثانية المُستخدَمة في الرسم البيانيّ الأوّل، واذكر كيف يتغيَّر عدد مستويات الطاقة الرئيسة المشغولة بالإلكترونات، وكيف يتغيَّر عدد الإلكترونات الحاجبة، وكيف تتغيَّر الشحنة النوويَّة ثم اذكر كيف يتغيّر نصف القطر الذريّ.

فسّر التدرّج في قيم طاقة التأيّن الأولى عبر الدورة من حيث نصف القطر الذريّ.

.....

.....

.....

.....

b. كرّر ما قمت به في السؤال a، لعناصر المجموعة الثانية (IIA).

.....

.....

.....

.....

c. أعطيت طاقات التأيّن المتتالية لعنصر ما (من IE_1 إلى IE_5) بوحدة kJ/mol، على النحو الآتي: 738 و 1,451 و 7,733 و 10,543 و 13,630. اكتب التوزيع الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير لهذا العنصر.

.....

.....

.....

.....

d. فسّر سبب امتلاك عنصر المغنيسيوم (Mg) قيمة ميل إلكتروني ذات قيمة موجبة أكثر من عنصر (Na).

.....

.....

.....

.....

e. قارن بين الميل الإلكترونيّ والسالبيّة الكهربائيّة.

.....

.....

.....

.....

اذكر التدرّج في النمط:

الاسم ..... التاريخ .....

نشاط 2-1 عناصر المجموعة الرابعة (IVA): الاتجاهات الدورية لخصائصها

سؤال الاستقصاء	هل توجد اتجاهات دورية في الخصائص الكيميائية والفيزيائية لعناصر المجموعة الرابعة (IVA)؟
الموادّ المطلوبة	برنامج الرسوم البيانية، الاتصال بشبكة الإنترنت.

خلفية معرفية عن الموضوع

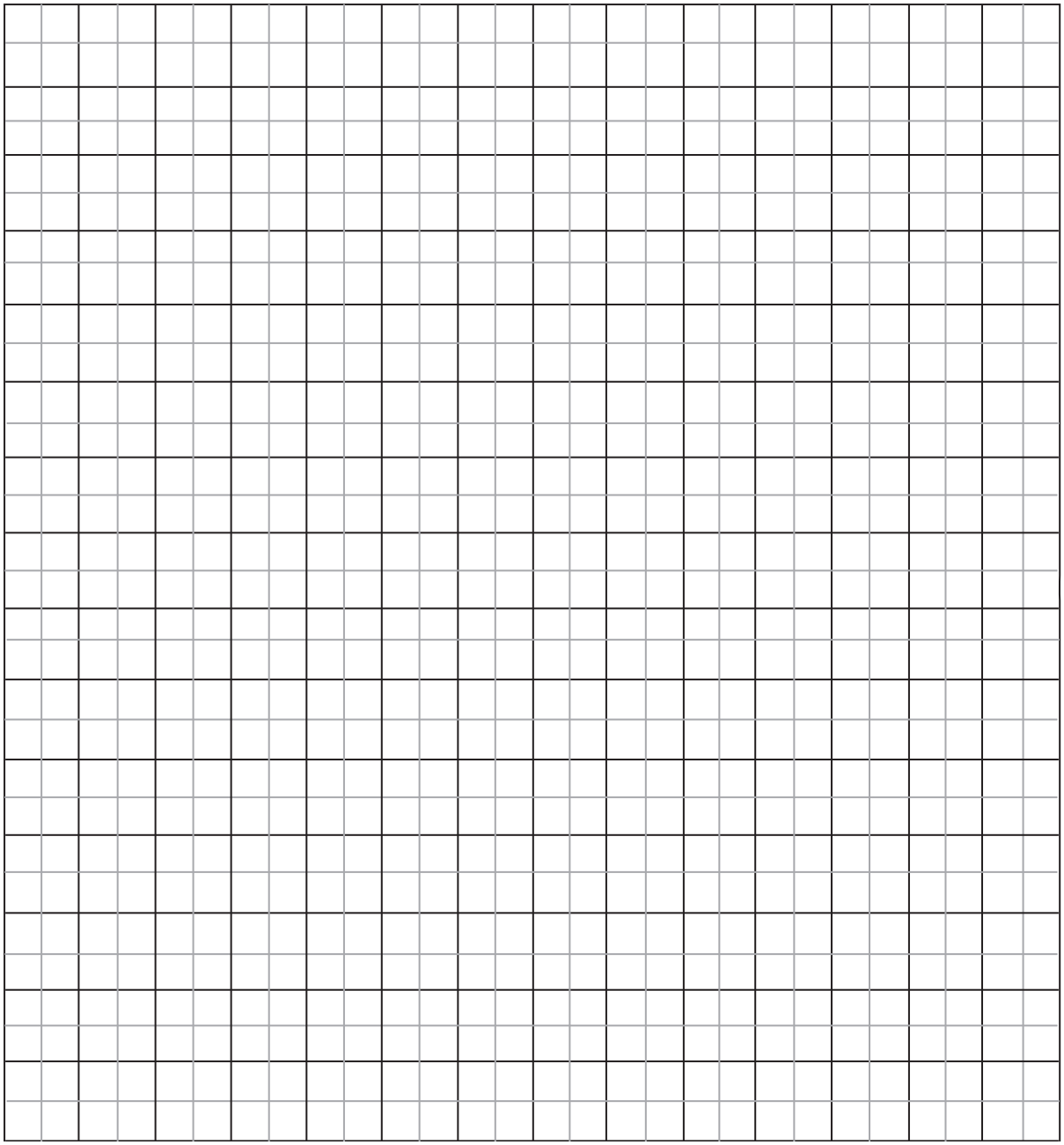
توجد اتجاهات دورية محدّدة في المجموعات والدورات مرتبطة بالخصائص الكيميائية والفيزيائية للعناصر، وهذه الاتجاهات الدورية تجعل عملية توقّع الخصائص غير المعلومة للعناصر أكثر سهولة. وعلى الرغم من أن الجدول الدوري للعناصر يُرتّب معظم المجموعات والدورات بخصائص تصاعدية وتنازلية، إلا أن الكثير من الاستثناءات ما تزال موجودة. في هذا الاستقصاء، سيبحث الطلاب في الاتجاهات الدورية المحتملة الموجودة في عناصر المجموعة الرابعة (IV).

خطوات إجراء النشاط

1. ابحث في درجات انصهار عناصر المجموعة الرابعة (IVA) وضعها في رسم بياني. ثم اشرح اتجاهات التدرّج لدرجة انصهار هذه العناصر.من حيث الروابط الموجودة بين الذرات.
2. ابحث وصنّف التوصيل الكهربائي لعناصر المجموعة الرابعة (IVA) في كونها: موصلات جيدة وأشباه موصلات وموصلات ضعيفة. اشرح سبب تصنيف العناصر إلى هذه المجموعات باستخدام أنواع الروابط بين الذرات.
3. ابحث وصنّف سلوك أكاسيد المجموعة الرابعة (IVA) من حيث كونها حمضية أو قاعدية أو متردّدة. اكتب معادلات كيميائية لوصف السلوك المحدّد واشرح هذا السلوك من حيث منح البروتونات أو استقبالها.
4. ابحث في درجات انصهار أول أكسيد (XO) عناصر المجموعة (IVA) وارسمها بيانيًا. هل يوجد هنالك أيّ اتجاه؟ اشرح درجات الانصهار من حيث الروابط أو قوى الجذب المسؤولة عن تكوين الحالات الصلبة لهذه المركّبات.
5. ابحث في درجات انصهار ثاني أكسيد (XO_2) عناصر المجموعة (IVA) وارسمها بيانيًا. هل يوجد هنالك أيّ اتجاه؟ اشرح درجات الانصهار من حيث الروابط أو قوى الجذب المسؤولة عن تكوين الحالات الصلبة لهذه المركّبات.
6. وثّق المصادر التي حصلت منها على جميع المعلومات، واذكر روابط الويب كاملة إذا تمّ الحصول على المعلومات عبر الإنترنت.

الاسم ..... التاريخ .....

1. الرسم البياني لدرجات انصهار عناصر المجموعة الرابعة (IVA) مقابل العدد الذري



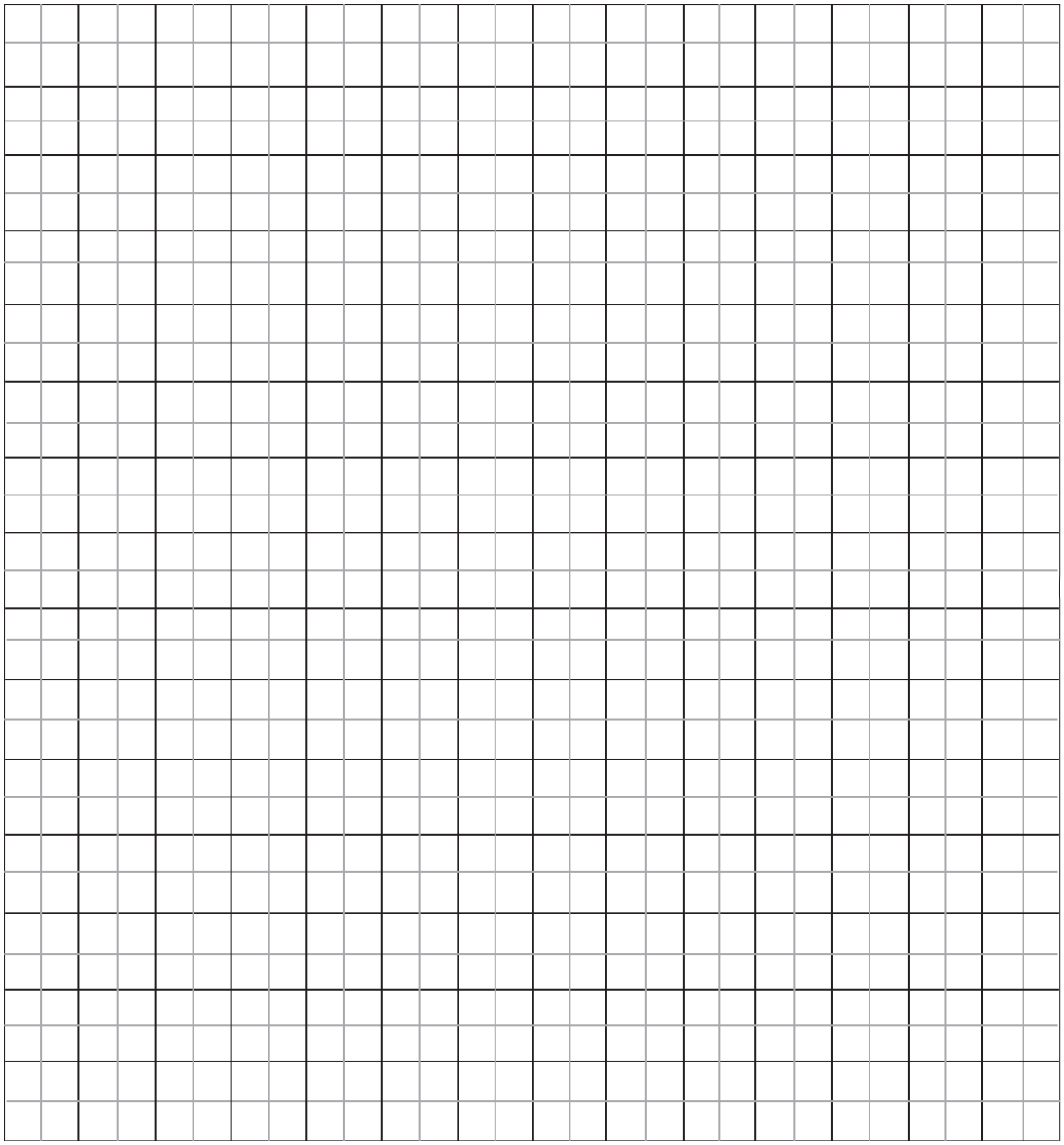
اشرح التدرّج في الاتجاهات لدرجة انصهار هذه العناصر من حيث أنواع الروابط الموجودة بين الذرات.

2. صنّف التوصيل الكهربائي لعناصر المجموعة الرابعة (IVA) كونها موصلات جيّدة، وأشباه موصلات، وموصلات ضعيفة. اشرح سبب تصنيف العناصر إلى هذه المجموعات باستخدام أنواع الروابط بين الذرات.

3. صنّف سلوك أكاسيد عناصر المجموعة (IVA) من حيث كونها حمضيّة أو قاعدية أو متردّدة. اكتب معادلات كيميائية لوصف السلوك المحدّد. واشرح هذا السلوك من حيث منح البروتونات أو استقبالها.

الاسم ..... التاريخ .....

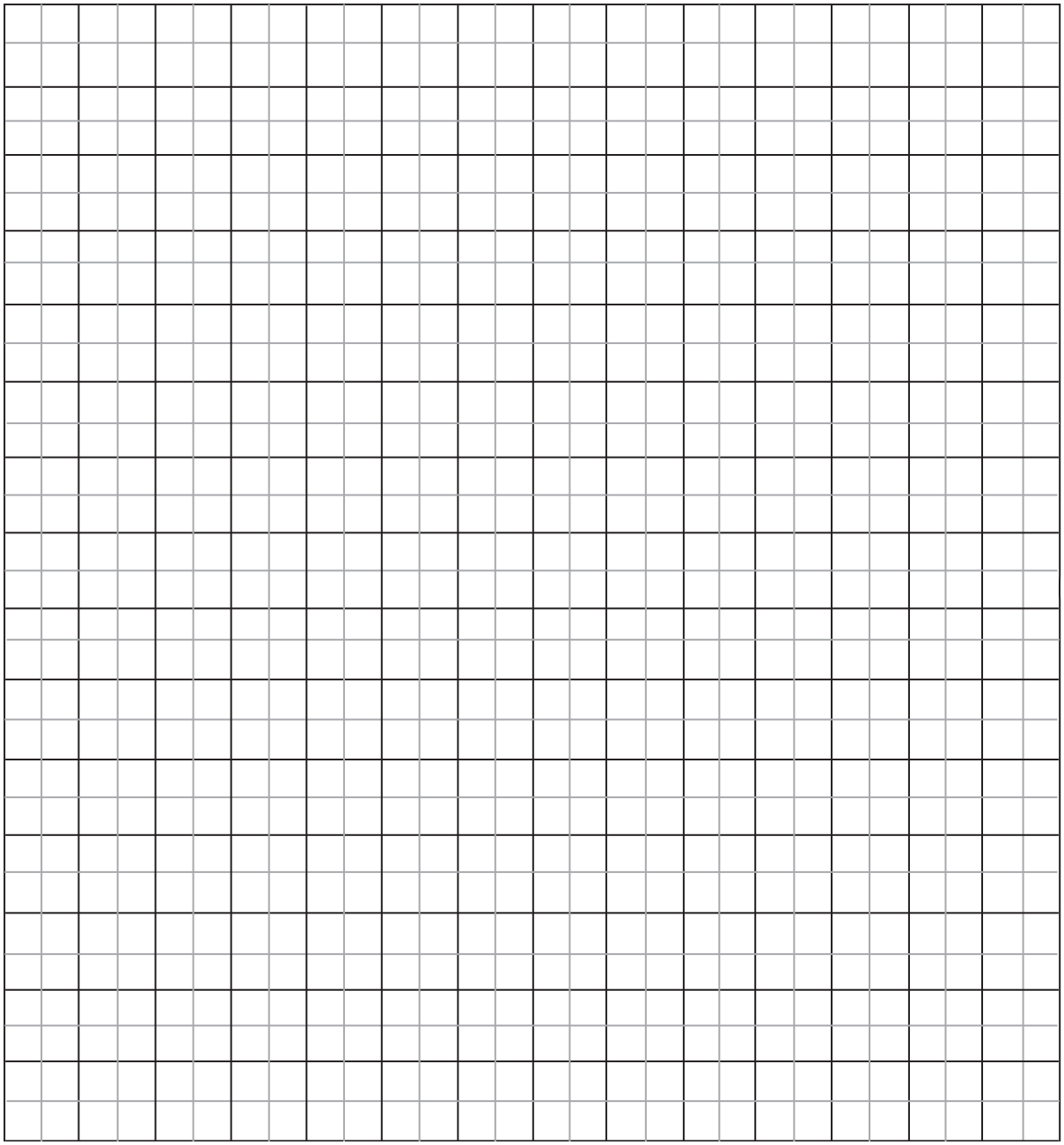
4. الرسم البياني لدرجات انصهار أول أكاسيد عناصر المجموعة الرابعة (IVA)



هل يوجد هنالك أيُّ اتجاه؟ اشرح درجات الانصهار من حيث الروابط أو قوى الجذب المسؤولة عن تكوين الحالات الصلبة لهذه المركّبات.

الاسم ..... التاريخ .....

5. الرسم البياني لدرجات انصهار ثاني أكاسيد عناصر المجموعة الرابعة (IVA)



هل يوجد هنالك أيّ اتجاه؟ اشرح درجات الانصهار من حيث الروابط أو قوى الجذب المسؤولة عن تكوين الحالات الصلبة لهذه المركبات.

الاسم ..... التاريخ .....

المصادر

الاسم ..... **التاريخ** .....

الأسئلة

a. أيٌّ من الخصائص التي تمّ البحث عنها، إنْ وجدت، تُظهر اتجاهات واضحة لعناصر المجموعة الرابعة (IVA)؟

.....

.....

.....

.....

b. أيٌّ من الخصائص التي تمّ البحث عنها، إنْ وجدت، لا تُظهر اتجاهات واضحة لعناصر المجموعة الرابعة (IVA)؟

.....

.....

.....

.....

c. ما الخصائص الكيميائية أو الفيزيائية الخمس الأخرى التي يمكن أن نُجري البحث عنها في ما يتعلّق بعناصر المجموعة الرابعة (IVA)؟

.....

.....

.....

.....

الاسم ..... التاريخ .....

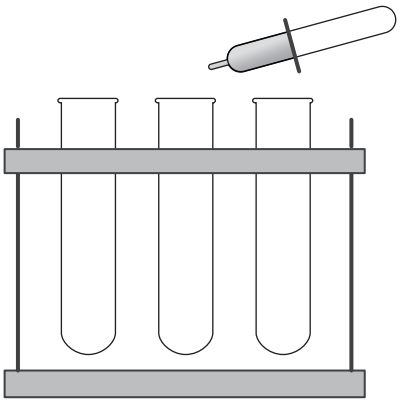
نشاط 3-1 عناصر المجموعة السابعة (VIIA): الاتجاهات الدورية لخصائصها

سؤال الاستقصاء	هل يمكن الكشف عن محاليل أيونات الهاليدات؟
الموادّ المطلوبة	محاليل NaCℓ، و NaBr، و NaI تركيز كلٍّ منها 0.5 M، محلول نترات الفضّة تركيزه 0.5 M ومحلول أمونيا مخفّف، ومحلول أمونيا مركّز، أنابيب اختبار، معدّات عملية ترشيح.

خلفية معرفية عن الموضوع

يمكن الكشف عن وجود أيونات الهاليدات في المركّب بعد تفاعل محلول يحتوي على هذه الأيونات مع محلول نترات الفضّة. حيث يُنتج هذا التفاعل ملحًا له لون فاتح. فإذا كان الملح الراسب الناتج قابلًا للتفاعل مع محلول أمونيا تركيزه 0.5 M، فإنَّ الملح الموجود سيكون عبارة عن ملح كلوريد الفضّة AgCℓ، وإذا كان الملح الراسب الناتج قابلًا للتفاعل مع محلول الأمونيا المركّز، فإنَّ الملح الموجود سيكون عبارة عن ملح بروميد الفضّة AgBr، أما إذا لم يتفاعل هذا الملح الراسب، فإنَّ الملح الموجود سيكون عبارة عن ملح يوديد الفضّة AgI.

خطوات إجراء النشاط



1. ضع ثلاثة أنابيب اختبار (5 mL) من محلول نترات الفضّة، تركيزه (0.5 M). أضف إلى أحد الأنابيب (5 mL) من محلول كلوريد الصوديوم، تركيزه (0.5 M)، و(5 mL) من محلول بروميد الصوديوم، تركيزه (0.5 M) إلى أنبوب آخر، ثم أضف (5 mL) من محلول يوديد الصوديوم، تركيزه (0.5 M)، إلى الأنبوب الثالث.
2. اجمع الراسب عن كلّ أنبوب اختبار باستخدام عملية الترشيح، واغسله جيّدًا بالماء المقطّر أو الماء الخالي من الأيونات.
3. نفّذ هذا الجزء من النشاط في خزانة الأبخرة، بطريقة تجعل الرواسب تتفاعل مع الأمونيا بتركيز (0.5 M)، فإذا لم يحدث أيّ تفاعل مرئي، اجمع الراسب باستخدام عملية الترشيح واغسله مرّة أخرى، واجعله يتفاعل مع محلول الأمونيا المركّز.
4. دوّن الملاحظات جميعها.

الاسم ..... **التاريخ** .....

النتائج

	التفاعل من محلول الأمونيا بتركيز (0.5 M)	التفاعل مع الأمونيا المركز
كلوريد الفضة		
بروميد الفضة		
يوديد الفضة		

الأسئلة

a. اكتب المعادلات الموزونة للتفاعلات الثلاثة التي نفّذتها في الخطوة (1).

.....

.....

.....

.....

b. فسّر الهدف من اختبار إضافة محلول الأمونيا المخفّف.

.....

.....

.....

.....

c. فسّر الهدف من اختبار إضافة محلول الأمونيا المركّز.

.....

.....

.....

.....

d. اكتب المعادلة الموزونة لتفاعل (AgBr) مع الأمونيا، وحدّد بشكل واضح الموادّ الناتجة القابلة للذوبان والموادّ الصلبة.

.....

.....

.....

.....

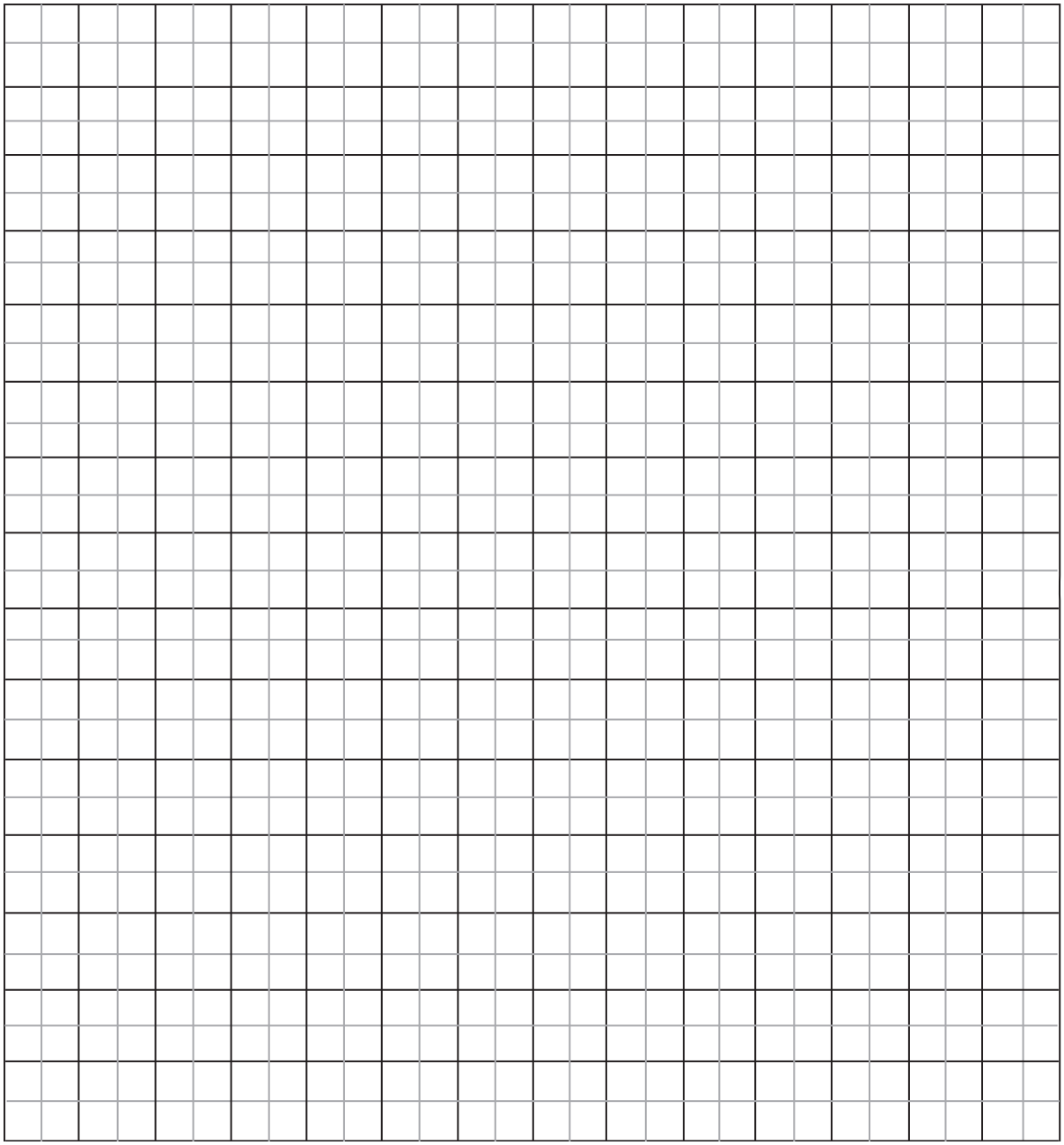
الاسم ..... التاريخ .....

مشروع بحثي

1. ابحث في درجة غليان كلٍّ من الفلور والكلور والبروم واليود، وارسمها بيانيًا، ثم حدّد طبيعة الحالة (صلبة، سائلة، غازية) التي يوجد فيها كلٌّ هالوجين عند درجة حرارة الغرفة. فسّر التدرّج في قيم درجات الغليان، والتغيّر في الحالات الفيزيائية من حيث القوى النسبية لقوى التجاذب البينية الجزيئية.
2. ابحث، وحدّد القدرات النسبية للهالوجينات عندما تتفاعل كعوامل مؤكسدة، ثم فسّر التدرّج من حيث نصف القطر الذري والسالبية الكهربائية.
3. ابحث، وارسم بيانيًا طاقات روابط هاليدات الهيدروجين (HF و HCℓ و HBr و HI)، وفسّر الاستقرار الحراري من حيث طاقات الروابط، واشرح أيضًا التدرّج في طاقات الروابط من حيث أطوال الروابط، ثم فسّر التدرّج في أطوال الروابط من حيث نصف القطر الذري.

الاسم ..... التاريخ .....

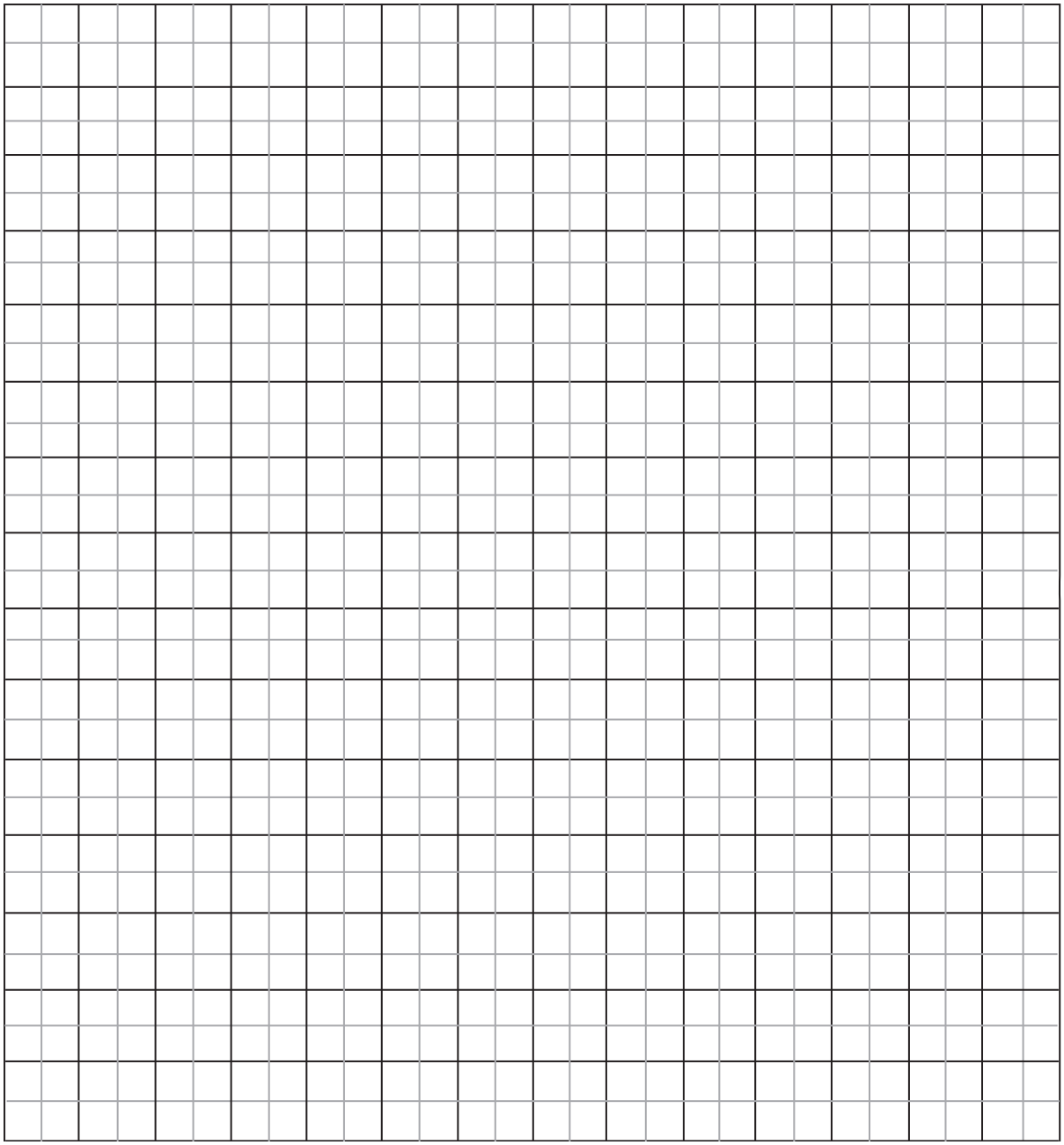
1. الرسم البياني لدرجات غليان الهالوجينات



حدّد طبيعة الحالة (صلبة، سائلة، غازية) التي يوجد فيها كلّ هالوجين عند درجة حرارة الغرفة. فسّر التدرّج في قيم درجات الغليان، والتغيّر في الحالات الفيزيائية من حيث القوى النسبية لقوى التجاذب البينية الجزيئية.

2. ابحث، وحدّد القدرة النسبية للهالوجينات عندما تتفاعل كعوامل مؤكسدة، ثم فسّر التدرّج من حيث نصف القطر الذرّي والسالبية الكهربائية.

3. الرسم البياني لطاقات الروابط لهاليدات الهيدروجين



فسّر الاستقرار الحراري من حيث طاقات الروابط، واشرح أيضًا التدرّج في طاقات الروابط من حيث أطوال الروابط، ثم فسّر التدرّج في أطوال الروابط من حيث نصف القطر الذري.