



# دليل المعلم

# الكيمياء

الصف العاشر

الفصل الدراسي الأول

10

الناشر

المركز الوطني لتطوير المناهج

يسر المركز الوطني لتطوير المناهج، ووزارة التربية والتعليم - إدارة المناهج والكتب المدرسية، استقبال آرائكم وملحوظاتكم على هذا الكتاب

عن طريق العناوين الآتية: هاتف: 4617304/5-8، فاكس: 4637569، ص. ب: 1930، الرمز البريدي: 11118،

أو بوساطة البريد الإلكتروني: [scientific.division@moe.gov.jo](mailto:scientific.division@moe.gov.jo)

# بنية كتاب الطالب: دورة التعلم الخماسية

صُمِّمت وحدات كتاب الطالب وفق دورة التعلم الخماسية التي تمنح الطلبة الدور الأكبر في العملية التعليمية التعليمية، وتوفّر لهم فرصاً عديدة للاستقصاء، وحل المشكلات، والبحث، واستخدام التكنولوجيا. تتضمن هذه الدورة ما يأتي:

## 2 الاستكشاف Exploration:

مشاركة الطلبة في الموضوع؛ ما يمنحهم فرصة لبناء فهمهم الخاص. ويجمع الطلبة في هذه المرحلة بيانات مباشرة تتعلق بالمفهوم الذي يدرسونه عن طريق إجراء أنشطة عملية متنوعة وجاذبة، يعتمد بعضها المنحى التكاملية (STEAM) الذي يساعد الطلبة على اكتساب مهارات العلم.

## 1 التهيئة Engagement:

إثارة فضول الطلبة الطبيعي ودافعيتهم إلى البحث والاستكشاف، وتنشيط المعرفة السابقة بالموضوع.

**تجربة استطلاعية**

### الطيف الذري

المواد والأدوات: شاشة أو ورقة كرتون بيضاء، منشور زجاجي، حاجز كرتوني مقوّى، أنبوب تفرغ (الصوديوم، الهيدروجين، النيون)، مصباح ضوئي، ملفّ رموكورف، مصدر كهربائي.

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

**خطوات العمل:**

1. عمل شقّاً مستطيلاً رفيعاً في حاجز الكرتون، طوله 2 سم.
2. أضغ الشاشة البيضاء على مسافة مناسبة من شقّ حاجز الكرتون بحيث تكون مُقابلة له، ثم أضغ المنشور الزجاجي في منتصف المسافة بينهما.
3. أضغ المصباح، ثم أضغ خلف حاجز الكرتون على نحو يسمح لحزمة ضوئية ضيقة بالمرور خلال الشقّ.
4. **الاحتياطات:** أحرّك المنشور الزجاجي لتعديل زاوية سقوط الضوء عليه حتى يتجمّع الضوء الصادر من المنشور على الشاشة البيضاء.
5. **الاحتياطات:** أضغ أنبوب التفرغ الذي يحوي غاز الهيدروجين محلّ المصباح الضوئي، ثم أكرّر الخطوات السابقة باستعمال ملفّ رموكورف.

**التحليل والاستنتاج:**

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

### أتأمل الصورة

تدور الإلكترونات حول النواة في مستويات مُحدّدة من الطاقة، فما طاقة هذه المستويات؟ ما دلائل انتقال الإلكترون بين المستويات المُختلفة للطاقة في الذرة؟

## 5 التقييم Evaluation:

التحقّق من تعلّم الطلبة وفهمهم للموضوع، ومنح المُعلّم فرصة لتعرّف نقاط القوة والضعف لدى طلبته.

**مراجعة الوحدة**

1. أوضّح المقصود بالمعايير والمسلّمات الآتية: الطيف الكهرومغناطيسي، طيف الانبعاث الخطي، الطيف المتصلب، الفوتون.
2. أفسّر لماذا يحدّث طيف الانبعاث الخطي على كميات محدّدة من الطاقة حسب نموذج بور؟
3. أفسّر الشكل المبّين رسماً:
  - أ. كيف تتكوّن المدارات وفقاً لنموذج بور؟
  - ب. أفسّر كيف يتكوّن الطيف الكهرومغناطيسي وفقاً لنموذج بور؟
  - ج. أفسّر كيف يتكوّن الطيف الكهرومغناطيسي وفقاً لنموذج بور؟
4. أفسّر طيف الانبعاث الصادر عن ذرة الهيدروجين المتأينة في المستوى الرابع عند عودة الإلكترون فيها إلى المستوى الثاني.
5. أفسّر الشكل المبّين الذي يبيّن طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين، ثم أفسّر عن الوصلات اللابالية.

**مراجعة الوحدة**

1. أفسّر المقصود بالمعايير والمسلّمات الآتية: الطيف الكهرومغناطيسي، طيف الانبعاث الخطي، الطيف المتصلب، الفوتون.
2. أفسّر لماذا يحدّث طيف الانبعاث الخطي على كميات محدّدة من الطاقة حسب نموذج بور؟
3. أفسّر الشكل المبّين رسماً:
  - أ. كيف تتكوّن المدارات وفقاً لنموذج بور؟
  - ب. أفسّر كيف يتكوّن الطيف الكهرومغناطيسي وفقاً لنموذج بور؟
  - ج. أفسّر كيف يتكوّن الطيف الكهرومغناطيسي وفقاً لنموذج بور؟
4. أفسّر طيف الانبعاث الصادر عن ذرة الهيدروجين المتأينة في المستوى الرابع عند عودة الإلكترون فيها إلى المستوى الثاني.
5. أفسّر الشكل المبّين الذي يبيّن طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين، ثم أفسّر عن الوصلات اللابالية.

**مراجعة الوحدة**

1. أفسّر المقصود بالمعايير والمسلّمات الآتية: الطيف الكهرومغناطيسي، طيف الانبعاث الخطي، الطيف المتصلب، الفوتون.
2. أفسّر لماذا يحدّث طيف الانبعاث الخطي على كميات محدّدة من الطاقة حسب نموذج بور؟
3. أفسّر الشكل المبّين رسماً:
  - أ. كيف تتكوّن المدارات وفقاً لنموذج بور؟
  - ب. أفسّر كيف يتكوّن الطيف الكهرومغناطيسي وفقاً لنموذج بور؟
  - ج. أفسّر كيف يتكوّن الطيف الكهرومغناطيسي وفقاً لنموذج بور؟
4. أفسّر طيف الانبعاث الصادر عن ذرة الهيدروجين المتأينة في المستوى الرابع عند عودة الإلكترون فيها إلى المستوى الثاني.
5. أفسّر الشكل المبّين الذي يبيّن طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين، ثم أفسّر عن الوصلات اللابالية.

### 3 الشرح والتفسير Explanation:

تقديم محتوى يتسم بالتنوع في أساليب العرض، ويضم العديد من الصور والأشكال التوضيحية والرسوم البيانية المرتبطة بالموضوع؛ ما يمنح الطلبة فرصة لبناء المفهوم.

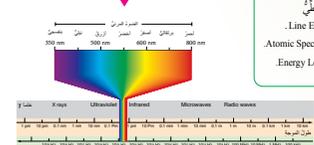
**الدرس 1**  
نظرة على بور لذرة الهيدروجين  
The Bohr Theory of the Hydrogen Atom

**الضوء مصدر معلومات عن الذرة**  
Light Provides Information About The Atom

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

**الطيف الكهرومغناطيسي Electromagnetic Spectrum**

يشتمل الضوء في الفراغ بسرعة ثابتة على شكل أمواج يُمكن وصفها عن طريق أطوالها الموجية وترددها، إذ تتفاوت هذه الأطوال الموجية تفاوتاً كبيراً، فبعضها يتناهي في الصغر مثل أشعة غاما، وبعضها يتناهي في العظم (التانومترات)، وبعضها آخر أطول بكثير، وهو يُعاش بالأمطار أو مئات الأمطار مثل أمواج الراديو والشفاط. يُطلق على الضوء - في جميع أطواله الموجية وترددها - اسم **الطيف الكهرومغناطيسي Electromagnetic Spectrum**. والشكل (1) يبيِّن الأطوال الموجية والتردات المختلفة للطيف الكهرومغناطيسي.

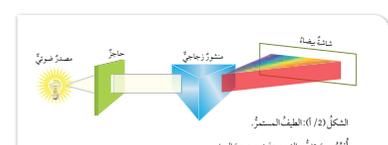


شكل (1) طيف كهرومغناطيسي.

ينقسم الطيف الكهرومغناطيسي إلى قسمين، هما:

أ- الطيف المرئي Visible Spectrum: يُطلق هذا الطيف الضوء العادي (ضوء الشمس) الذي نشاهده في السماء، ويُمكن للمعين تمييزه، ويمر مدى طيفه من الأطوال الموجية في الطيف الكهرومغناطيسي، يتراوح بين 350 نانومتر و 800 نانومتر، ويظهر عند تحليل الضوء العادي أو ضوء الشمس خلال منشور زجاجي على شكل حزمة من الأشعة الملونة المتتالية (الأطوال الموجية، والتردات) من دون ظهور حدود فاصلة واضحة بينها، وقد أُطلق على هذه الحزمة اسم **الطيف المتصل** أو **الطيف المستمر Continuous Spectrum** كما في الشكل (2) (أ). من الأشلة على الطيف المرئي قوس المطر الذي يظهر في السماء نتيجة تشتيت حبات المطر لضوء الشمس كما في الشكل (2) (ب).

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



الشكل (2) (أ) الطيف المستمر. أظفر تستت الضوء بعد خروجه من المنشور.

### 4 التوسع Elaboration:

تزويد الطلبة بخبرات إضافية لإثارة مهارات الاستقصاء لديهم، عن طريق إشراكهم في تجارب وأنشطة جديدة تكون أشبه بتحدٍ يقضي إلى التوسع في الموضوع، أو تعميق فهمه.

**الإخراء والتوسع**

**الخلايا الكهروضوئية Photovoltaic Cells**

يتزايد الطلب العالمي على الطاقة بوتيرة متسارعة نتيجة الانفجار السكاني والتقدم التكنولوجي؛ ما يُجبر على الدول أن تبحث عن مصادر جديدة للطاقة أقل تكلفة. وقد تركز الاهتمام على مصادر الطاقة المتجددة بوصفها بديلاً مناسباً لتلك الأحذية بالفنا، مثل: النفط، والغاز، والوقود الأحفوري.

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

إن تقنية الألواح الشمسية المعروفة باسم الفوتوفولتيك Photovoltaic (ذات الصلة باللوحات الكهروضوئية) تمثّل حلاً علمياً مهمًا في مجال توليد الطاقة النظيفة غير المُكثفة؛ إذ تستعمل هذه الألواح لتحويل ضوء الشمس إلى طاقة كهربائية مباشرة باستخدام موادّ شبيهة موصلية للتيار الكهربائي، مثل: السليكون، والجرمانيوم الذي تُصنع منه الرقائق والألواح المُكوّنة للخلية الكهروضوئية. وتُشكّل التخلّج المجاور تركيب الخلية الكهروضوئية.

تمتصُّ الألواح المُكوّنة للخلية فوتونات الضوء الساقطة عليها؛ ما يُحفّزها إلى إطلاق الإلكترونات، في ما يُعرّف بظاهرة التأثير الكهروضوئي، تنتج هذه الإلكترونات نحو قطب الخلية السالب، في حين تتحرّك الأيونات الموجبة الناتجة إلى طبقه داخلية تُسمى الفجوات الموجبة، ثم تتحرّك الإلكترونات من القطب السالب خلال موصل إلى الطبقة الموجبة؛ ما يُؤدُّ تيارًا كهربائيًا. ويُمكن التحكم في فواتية الخلية وتيارها بما بها عن طريق توصيل الخلايا التي يتراوح عددها بين (60) و (22) على التوالي، أو على التوازي.

**إدراك** في مصادر المعرفة المناسبة عن تركيب الخلايا الكهروضوئية وكيفية عملها، ثم أكتب تقريرًا عن ذلك، ثم أناقشه مع زملائي.



شكل (3) تركيب الخلية الكهروضوئية.

يشمل الدرس عناصر متنوعة، عرضت بتسلسل بنائي واضح؛ ما يسهل تعلم الطلبة المفاهيم والمعارف والأفكار الواردة في الدرس.

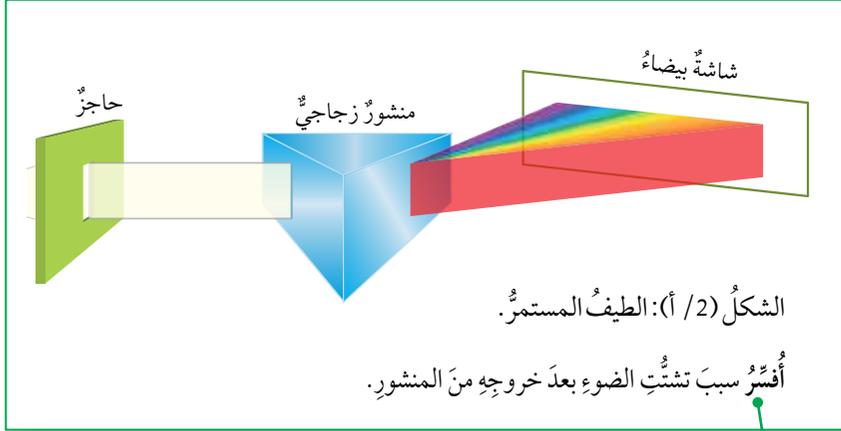
## عناصر محتوى الدرس

### الفكرة الرئيسية

تتضمن تلخيص المفاهيم والأفكار والمعارف التي سيتعلمها الطلبة في أثناء الحصة.

### الصور والأشكال

صور واضحة ومتنوعة تُحقق الغرض العلمي.



### أسئلة الأشكال

أسئلة إجابتها من الصورة؛ لتدريب الطلبة على التحليل.

### الفكرة الرئيسية:

ينبعث الضوء من ذرة الهيدروجين المثارّة في صورة وحداتٍ من الطاقة (وحدات الكَم) تُسمّى الفوتونات.

### شرح محتوى الدرس

شرح محتوى الدرس بعبارات بسيطة تراعي الفئة العمرية وخصائص الطلبة النهائية، وتنظيم عملية الشرح بحيث تشمل على عناوين رئيسة، يتفرّع منها عناوين ثانوية، وتدرج أحياناً عناوين فرعية من العناوين الثانوية، وتظهر بألوان مختلفة.

### نظرية بور لذرة الهيدروجين

The Bohr Theory of the Hydrogen Atom

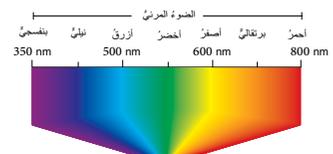
#### الضوء مصدر معلومات عن الذرة

Light Provides Information About The Atom

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

#### الطيف الكهرومغناطيسيّ Electromagnetic Spectrum

يتشعّر الضوء في الفراغ بسرعة ثابتة على شكل أمواج يُمكن وصفها عن طريق أطوالها الموجية وتردّدها؛ إذ تتفاوت هذه الأطوال الموجية تفاوتاً كبيراً، فبعضها يتناهي في الصغر مثل أشعة غاما، ويقاس بالأجزاء من المتر (النانومتر)، وبعض آخر أطواله كبيرة، وهو يقاس بالأمتار أو مئات الأمتار مثل أمواج الراديو والتلفاز. يُطلق على الضوء - في جميع أطواله الموجية وتردّديه - اسم **الطيف الكهرومغناطيسيّ Electromagnetic Spectrum**. والشكل (1) يبيّن الأطوال الموجية والتردّات المختلفة للطيف الكهرومغناطيسيّ.



### الطيف الذريّ Atomic Spectrum

لاحظ العلماء أنّ ذرات العنصر تكتسب طاقةً عند تسخينها، فتصبح في حالة عدم استقرار، في ما يُعرف باسم **الذرات المثارة Exited Atoms**، وأنّ الذرة لا تعود إلى حالة الاستقرار إلا بعد فقدها الطاقة على شكل أمواج ضوئية. وقد توقع العلماء أنّ يكون الضوء الصادر عن هذه الذرات متّصلاً. ولكن عند تحليل الضوء الصادر عن الذرات المثارة، مثل ضوء مصباح الصوديوم، أو ضوء مصباح الهيدروجين، تبين أنّه يظهر على شكل عددٍ من الخطوط الملونة المتباعدة، التي يمتاز كلٌّ منها بطول موجة وتردّدٍ خاصين به، في ما يُعرف باسم الطيف المنفصل، أو **الطيف الخطيّ Line Spectrum**، ويُعرف أيضاً باسم **طيف الانبعاث الخطيّ Line Emission Spectrum**. والشكل (5) يبيّن الطيف الخطيّ لذرة الهيدروجين.

### المفاهيم والمصطلحات

تظهر مُظلمة وبخط غامق؛ للتركيز عليها، وجذب انتباه الطلبة إليها.

## نشاط

خبرات عملية تُكسب الطلبة مهارات ومعارف متنوعة، بعضها وفق المنحى التكاملي STEAM.

## المهارات

تحدي قدرات الطلبة في مجال التفسير، والتحليل، ومعالجة المعلومات؛ لذا فهي تُنمي قدراتهم على التأمل، والتفكير، والاستقصاء؛ لتحقيق مفهوم التعلم مدى الحياة.

## الربط بـ

تقديم معلومات بغرض التكامل مع المباحث الأخرى، أو ربط تعلم الطلبة بمجالات الحياة؛ ليصبح تعلمهم ذا معنى.

### الربط بالرياضيات

توجد صلة وثيقة بين الصفات الدورانية للعناصر الكيميائية والأنماط في مبحث الرياضيات؛ إذ تتكرر الصفات وفق تسلسل مُحدّد في المجموعة الواحدة والدورة الواحدة، ويمكن التنبؤ بصفة العنصر قياساً على نمط التغيير في الدورة والمجموعة.

## أسئلة مراجعة الدرس

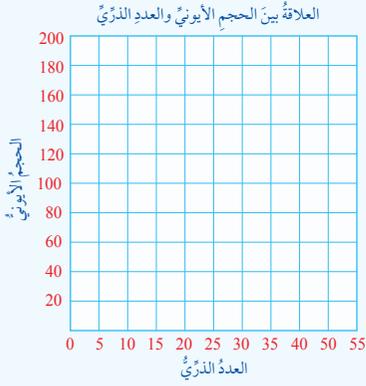
أسئلة متنوعة مرتبطة بالفكرة الرئيسة، والمفاهيم، والمصطلحات، والمهارات.

### مراجعة الدرس

- 1- الفكرة الرئيسة: أوضّح المقصود بكلّ عددٍ من أعداد الكمّ الرئيس، والفرعيّ، والمغناطيسيّ، والمغزليّ.
- 2- أهدّد الخاصية التي يشير إليها كلّ عددٍ من أعداد الكمّ: الرئيس، والمغناطيسيّ.
- 3- أتوقّع عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيس الرابع.

## التجربة 1

### الاتجاهات الدورانية في الحجم الأيوني



المواد والأدوات: ورقّ رسم بيانيّ، أقلام تلوين.

#### خطوات العمل:

- 1- مستخدماً قيم أنصاف أقطار الذرات والأيونات الواردة في الشكل (10)، أهدّد على ورقّ البيانيّ نقاطاً تمثّل نصف القطر الأيونيّ مقابل العدد الذريّ.
  - 2- أصبّل بين النقاط الناتجة من عناصر الدورة الواحدة باستخدام قلم تلوين.
  - 3- أصبّل بين النقاط الناتجة من عناصر المجموعة الواحدة باستخدام قلم تلوين مختلف.
- التحليل والاستنتاج:
1. أقرّن بين حجم الذرة وأيونها الموجب، وحجم الذرة وأيونها السالب.
  2. أصبّف تغيّر نصف القطر الأيونيّ في الدورة الواحدة عن طريق الرسم البيانيّ.
  3. أصبّف تغيّر نصف القطر الأيونيّ في المجموعة الواحدة عن طريق الرسم البيانيّ.
  4. أفسّر سبب التغيّر في حجوم الأيونات الموجبة والأيونات السالبة.

## توظيف التكنولوجيا

إسهام التكنولوجيا الفاعل في تعلم العلوم، والمساعدة على استكشاف المفاهيم الجديدة، وتحفيز أدوات التكنولوجيا الطلبة على التأمل، والتحليل، والتفكير.

### أبحاث

#### قومية للبحث

يختلف التوزيع الإلكتروني لعنصر الكروم  $_{24}\text{Cr}$  وعنصر النحاس  $_{29}\text{Cu}$  عن توزيع بقية العناصر الانتقالية.

## تقويم تكويني

أسئلة تهدف إلى التحقق من مدى فهم الطلبة في أثناء عملية التعلم.

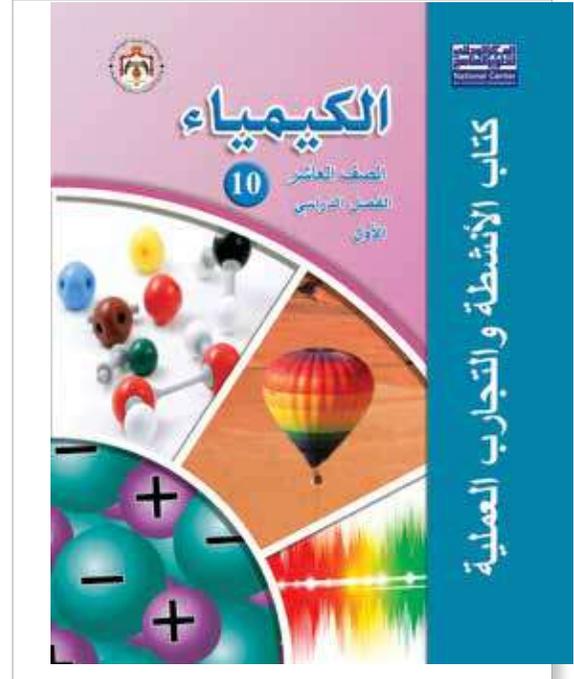
✓ **أنحقّق:** أيهما أكبر حجماً: ذرّة الأكسجين O أم أيون الأكسيد  $\text{O}^{2-}$ ؟

أُفردُ كتاب الأنشطة والتجارب العملية لتدوين الملاحظات ونتائج الأنشطة والتارين التي يُنفِّذها الطلبة، وما يتعلَّمونه بصورة رئيسة في الدروس. وهو يتضمَّن توجيهات للطلبة بخصوص ما يجب القيام به، ويسهم في تقديم تغذية راجعة مكتوبة عن تعلُّمهم وأدائهم.

## بنية كتاب الأنشطة والتجارب العملية

### أوراق عمل خاصة بالأنشطة الموجودة في كتاب الطالب

تتضمَّن أوراق العمل المواد والأدوات اللازمة لإجراء النشاط، وإرشادات السلامة الواجب اتباعها في أثناء تنفيذ النشاط. وهي تشمل خطوات العمل والأماكن المخصصة لتدوين الملاحظات والنتائج التي توصل إليها الطلبة. وتتضمَّن بعض أوراق العمل صوراً توضيحية لبعض الإجراءات التي توجب ذلك.



### اختلاف طيف الانبعاث للفلزات المختلفة

### التجربة 1

### الطيف الذري

### تجربة استهلاكية

### الخلفية العلمية:

تختلف الذرات في خصائصها الفيزيائية والكيميائية تبعاً لاختلاف بنيتها وتوزع الإلكترونات في الذرة وفق مستويات الطاقة بما يُحقِّق حالة الطاقة في وضع الاستقرار. وعند إثارة الذرة عن طريق تسخينها مباشرة على لهب الغازية لتيار كهربائي عالي الفولتية (أنايبس التفريغ)، فإن إلكتروناتها تُثار أو أكثر الموجود فيه إلى مستوى طاقة أعلى، اعتماداً على مقدار الطاقة التي تمتصها هذا الإلكترون إلى مستوى أقرب إلى النواة، فافقاً مقادير مُحدَّدة من الطاقة ضوئية ذوات ترددات مُحدَّدة، بعضها يقع في منطقة الطيف المرئي، وبعضها في الطيف غير المرئي. ونظراً إلى اختلاف الذرات في تركيبها، فإن الأطياف الضوئية لها ما بينها. وبهذا نجد أن لكل ذرة طيفاً مرئياً خاصاً بها يُميِّزها عن غيرها، بعضها من بعض، وتعرِّفها عن طريق طيف الانبعاث الخاص بها.

### الهدف:

تمييز طيف الانبعاث للذرات العناصر المختلفة.

### المواد والأدوات:

كلوريد الصوديوم، كلوريد الليثيوم، كلوريد البوتاسيوم، كلوريد الكالسيوم، كلالاتين، محلول حمض الهيدروكلوريك المُخفَّف، موقد بنسن، ماء مُقطَّر، زجاجة زجاجية.

### إرشادات السلامة:

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

6 الوحدة 1: بنية الذرة وتركيبها.

**الخلفية العلمية:**  
يتكوَّن الطيف الكهرومغناطيسي من أمواج ضوئية كثيرة، لكل منها طاقة خاصة بها، ويُمكن للعين تمييز حزمة صغيرة جداً منها، في ما يُعرَّف بالضوء المرئي، في حين يُعرَّف معظمها بالضوء غير المرئي، ويُمكن وصف هذه الأمواج عن طريق ترددها وطول موجها. أوضح آينشتاين أن للضوء طبيعة مزدوجة؛ موجية، ومادية، وقد أمكن بهذه الحقيقة تفسير ظاهرة التأثير الكهروضوئي التي تعني انبعاث الإلكترونات من سطح بعض الفلزات عند امتصاصها للضوء بتردد مُحدَّد، وحد أدنى من الطاقة اللازمة لذلك. وفي هذا السياق، وجد بلانك وآينشتاين أنه عند تعريض ذرات العناصر الغازية لطاقة عالية، فإن الضوء ينبعث من هذه الذرات على شكل جسيمات دقيقة تحمل مقادير مُحدَّدة من الطاقة تُسمى الفوتونات، ويُطلق عليها اسم الكوانتا أو الكم. وتعتمد طاقة الإشعاع الصادر وتردده على مستويات الطاقة في الذرة؛ ما يسمح بتعرِّف بنية الذرة وتركيبها. وبهذا يُمكن القول إن الضوء هو مصدر المعلومات عن البنية الذرية.

### الهدف:

تعرِّف خصائص الطيف الكهرومغناطيسي.

### المواد والأدوات:

شاشة أو ورقة كروتين بيضاء، منشور زجاجي، حاجز كروتين مقوّى، أنبوب تفريغ (الصوديوم، الهيدروجين، النيون)، مصباح ضوئي، ملف موكورف، مصدر كهربائي.

### إرشادات السلامة:

الحذر عند استعمال ملف موكورف؛ فهو ذو فولتية عالية جداً.

### خطوات العمل:

1. أعمل شقاً مستطيلاً رقيقاً في حاجز الكروتون، طولُه 2 سم.  
2. أضع الشاشة البيضاء على مسافة مناسبة من شق حاجز الكروتون بحيث تكون مُقابلته له، ثم أضع المنشور الزجاجي في منتصف المسافة بينهما.

4 الوحدة 1: بنية الذرة وتركيبها.

## نشاط الاتجاهات الدورية في الحجم الأيونية

### الخلفية العلمية:

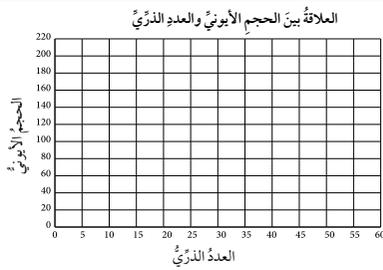
تختلف حجوم الذرات بحسب كسبها الإلكترونيات، أو فقدها إليها؛ إذ تعمل إضافة الإلكترونات إلى مستوى الذرة الخارجي على زيادة التنافر بينها، ما يسبب زيادة في حجم الأيون. ويبيّن الجدول (2-10) أنّ حجوم الأيونات السالبة أكبر من حجوم ذراتها. أمّا في حال فقد الذرة الإلكترونيات، وتكوين أيونات موجبة، فإنّها تفقد غالبًا جميع الإلكترونات المستوى الخارجي؛ ما يقلّل عدد المستويات الرئيسية (n)، عندئذٍ تكون الأيونات الموجبة أقل حجمًا من ذراتها. وقد تفقد الذرة بعض الإلكترونات المستوى الخارجي، فيقل التنافر بين إلكتروناتها، وتصبح الإلكترونات أكثر قربًا من بعضها ومن النواة؛ ما يزيد قدرة البروتونات الموجبة فيها على جذب الإلكترونات، فيقل حجم الأيون الموجب.

### هدف:

نتائج العلاقة بين العدد الذري للعناصر وحجوم أيوناتها.

### الأدوات:

ل رسم بياني، أقلام تلوين.



الوحدة 2: التوزيع الإلكتروني والدورية 11

## تجارب إثرائية

يشتمل كتاب الأنشطة والتجارب العملية على تجارب إثرائية، منها ما يعمّق فهم الطلبة لموضوع الدرس، ومنها ما يمنحهم فرصة التوسّع في المعرفة المتعلقة بموضوع ما.

## أسئلة اختبارات دولية أو على نمطها

يتضمّن كتاب الأنشطة والتجارب العملية عددًا من أسئلة الاختبارات الدولية أو على نمطها؛ لأنّها تُركّز على إتقان العمليات واستيعاب المفاهيم، والقدرة على توظيفها في مواقف حياتية واقعية، ولتشجيع المُعلّم على بناء نماذج اختبارات تحاكي هذه الأسئلة؛ لما لها من أثر في إثارة تفكير الطلبة، ما قد يسهم في جعل التفكير العلمي المنطقي نمط تفكير للطلبة في حياتهم اليومية.

## محاكاة لأسئلة الاختبارات الدولية

### السؤال الأول:

ظهر كلوريد الليثيوم باللون الأحمر في تجربة اختبار اللهب. منطقة الطيف التي يُمكن أن يظهر فيها الطيف الأكثر طاقة هي:

- 1) 600 nm - 650 nm
- 2) 500 nm - 550 nm
- 3) 450 nm - 500 nm
- 4) 400 nm - 450 nm

### السؤال الثاني:

درس طالب الطيف الذري لعنصر ما، فوجد أنّ له خطّين طيف أحمر وأزرق. إذا كان الطيف الذري يتوافق مع فرق الطاقة بين مستويين للطاقة يتقلّ بينهما الإلكترون عند عودته من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل، فأجيب عن السؤالين الآتيين:

أ- أرسم مُخطّطًا يوضّح حركة الإلكترون التي تتوافق مع خطوط الطيف التي يُحتمل ظهورها على أساس وجود ثلاثة مستويات محتملة للطاقة.

ب- أحدّد مستويي الطاقة الموافقة لكلّ طيف، مُبيّنًا الأسس التي اعتمدها.

8 الوحدة 1: بنية الذرة وتركيبها

## محاكاة لأسئلة الاختبارات الدولية

### السؤال الأول:

أجرى طالب تجربة عن التوصيل الكهربائي؛ لاستكشاف بلورات كلوريد الكالسيوم  $CaCl_2$ ، اليود  $I_2$ ، بلورات هـ اليوتاسيوم  $KI$ ، بلورات سُكّر الفركتوز.

أ - أيّ المواد تُمثّل مادة أيونية؟ أيها تُمثّل مادة جزيئية؟

ب- اقترح طريقة للتحقق من ذلك.

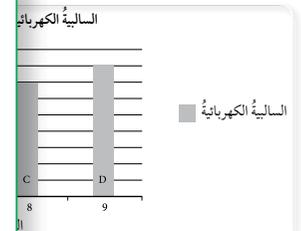
### السؤال الثاني:

اكتشف أحد الطلبة عنصرًا جديدًا، ثمّ ووّّن بعض خصائصه الفلزّات. إحدى الآلية تُمثّل خصائص هذا العنصر:

- أ - ضلّب، غير موصل للتيار الكهربائي، قابل للطرّق و
- ب - سائل، غير موصل للتيار الكهربائي، غير قابل للطرّق
- ج - ضلّب، موصل للتيار الكهربائي، قابل للطرّق والسّ
- د - ضلّب، موصل للتيار الكهربائي، غير قابل للطرّق و

### السؤال الثالث:

يُمثّل الرسم البياني الآتي العلاقة بين الأعداد الذرية والس التي بعضها فلزّ، وبعضها الآخر لاهلّز:



22 الوحدة 3: الترابط والروابط الكيميائية

## دليل المعلم

يُقدّم الدليل نظرة عامة عن كل وحدة في كتاب الطالب والدروس التي فيها. ويُعرض الدرس

وفق نموذج تدريس من ثلاث مراحل، يُنفذ كل منها باستعمال عناصر مُحدّدة. تبدأ كل وحدة بمصفوفة نتائج تتضمّن نتائج الوحدة، والنتائج السابقة، والنتائج اللاحقة المرتبطة بها؛ لتعين المعلم على الترابط الرأسي للمفاهيم والأفكار، وتساعد على تصميم أنشطة التعلم والتعليم في الوحدة وتنفيذها.

### مراحل نموذج التدريس

#### 1 تقديم الدرس

يشمل تقديم الدرس ما يأتي:

##### الفكرة الرئيسية:

التوضيح للمعلم كيفية عرض فكرة الدرس الرئيسية.

##### الربط بالمعرفة السابقة:

يُقدّم به تنشيط التعلم السابق للطالب، الذي يُعدُّ أساساً لتعرّف تنظيم المعلومات، وطرائق ترابطها. ويُقدّم الدليل مقترحات عدّة لهذا الربط، وينتهج أساليب متنوعة تختلف باختلاف موضوع الدرس.

#### 2 التدريس

التدريس يشمل ما يأتي:

##### المناقشة:

يُقدّم الدليل للمعلم مقترحات لمناقشة الطلبة في موضوع الدرس، مثل الأسئلة التي تمهّد للحوار بينه وبين طلبته، والإجابات المقترحة لها. تمنح المناقشة الطلبة فرصة للتعبير عن آرائهم، وتعلّمهم تنظيم أفكارهم، وحسن الإصغاء، واحترام الرأي الآخر، وتزيد من ثقتهم بأنفسهم.

##### بناء المفهوم:

تنوّعت طرائق بناء المفهوم بالدليل، وذلك بحسب طبيعة المفهوم. يُقدّم الدليل أفكاراً مقترحة لبناء المفاهيم الواردة في كتاب الطالب.

##### استخدام الصور والأشكال:

تُنمّي الصور والأشكال الثقافة البصرية، وتوضّح المفاهيم الواردة في الدرس.

يُبيّن الدليل للمعلم كيفية توظيفه الصور والأشكال في عملية التدريس، ويرشده إلى كيفية الإفادة منها في تحفيزهم على التفكير.

##### إضاءة للمعلم:

معلومة للمعلم تُسهّم في إعطائه تفصيلات مُحدّدة عن موضوع ما. وقد تُسهّم في تقديم إجابات لأسئلة الطلبة التي تكون غالباً خارج نطاق المعلومة الواردة في الكتاب.

#### 1 تقديم الدرس

##### الفكرة الرئيسية:

اكتب على اللوح الفكرة الرئيسية، ثم وضّح للطلبة أن اكتشاف بنية الذرّة وتكوينها تطوّر عبر سلسلة طويلة من الدراسات والأبحاث، تضافرت خلالها جهود العديد من علماء الفيزياء والكيمياء، ومن أبرز هؤلاء العلماء الفيزيائي نيلز بور الذي درس ذرّة الهيدروجين وطيفها الذرّي. وهذا يشير إلى وجود عديد من الفرضيات والنماذج حاولت تفسير بنية الذرّة وتكوينها.

##### الربط بالمعرفة السابقة:

ذكر الطلبة بالنماذج التي درسوها عن تركيب الذرّة وبنيتها، ثم اطلب إلى بعضهم رسم نماذج على اللوح لكل من النماذج الآتية، مؤضّحين سبب رفضها:  
نموذج تامسون، نموذج دالتون، نموذج رذرفورد.

##### المناقشة:

أخبر الطلبة أن الضوء هو المصدر الرئيس للمعلومات الحديثة عن بنية الذرّة وتكوينها، وأنهم سيتعرّفون في هذا الدرس الضوء، وأهم خصائصه (التردد، وطول الموجة)، ودوره في اكتشاف مكونات الذرّة.

##### بناء المفهوم

##### الطيف الكهرومغناطيسي

هو مدى واسع من الأمواج أو الأشعة التي تسير في الفضاء بسرعة ثابتة تساوي  $(3 \times 10^8 \text{ m/s})$ ، مثل: ضوء الشمس، والأشعة السينية، وأمواج الراديو والميكروويف، وهو يضم الأمواج الضوئية بجميع أطوالها الموجية.

##### استخدام الصور والأشكال:

وجه الطلبة إلى دراسة الشكل (7)، ثم اطلب إليهم تحديد طاقة كل مستوى في ذرّة الهيدروجين.  
ناقش الطلبة في إجاباتهم لاستنتاج الافتراض الأول لنظرية بور لذرّة الهيدروجين، مبيّناً لهم العلاقة التي يُمكن بها حساب طاقة المستوى في هذه الذرّة.

##### إضاءة للمعلم

درس العالم بيتر زيمان الأطياف الخطية بالتأثير عليها في مجال مغناطيسي، وتوصّل إلى أن كل خط طيف ينشطر إلى عدد فردي من الخطوط الطيفية الدقيقة، وأن هذه الخطوط تُمثّل الأفلاك في كل مستوى فرعي. وهذا يشير إلى أن كل مستوى فرعي يتكوّن من عدد من الأفلاك، وأن ظاهرة انشطار خطوط الطيف تُسمّى تأثير زيمان. تُعرى تسمية عدد الكم المغناطيسي إلى أن لكل جسيم مشحون (مثل الإلكترون) عزماً مغناطيسياً إذا كان يدور في دائرة حول نقطة معينة. وقد تبين أن عدد الكم المغناطيسي (m) لقيمة معينة في المستوى الفرعي (l) يُمكن أن يأخذ عدداً من القيم  $(2l + 1)$ .

### • أخطاء شائعة:

قد يكون البناء المعرفي لدى بعض الطلبة غير صحيح. فَيُنْبَه الدليل إلى ذلك، مُبَيِّنًا الخطأ والصواب.

#### المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

يعتقد بعض الطلبة خطأً أن الطيف الذري يتكوّن فقط من الأطوال الموجية التي تظهر من تحليل الضوء الصادر عن الذرات المارة في منطقة الضوء المرئي. والحقيقة أن الطيف الذري يتكوّن من عدّة أطوال موجية صادرة عن الذرة التي تقع في منطقة الضوء المرئي وغير المرئي، غير أن ما يُمكن تمييزه بالعين هو جزء من الأمواج يظهر في منطقة الضوء المرئي. أما الأطوال الموجية الأخرى فيمكن تعرّفها عن طريق تأثيرها في الألواح الفوتوغرافية مثل ألواح صور الأشعة.

### • طريقة أخرى للتدريس:

يُقدّم الدليل مقترحات لتدريس المفهوم بأكثر من طريقة. ويمكن للمُعَلِّم الاستفادة من تنوع الطرائق المُقدّمة لتدريس مفهوم ما في خطته العلاجية؛ لمعالجة ضعف بعض الطلبة، إضافةً إلى إمكانية الإفادة منها في تقديم المفهوم بطرائق تنسجم مع خصائص الطلبة وذكاءاتهم المختلفة.

#### طريقة أخرى للتدريس

قد يجد بعض الطلبة صعوبة في تعرّف فروض نظرية بور. اطلب إلى الطلبة تمثيل مستويات الطاقة في ذرة الهيدروجين باستخدام سلّم منزلي؛ وذلك بقياس ارتفاع إحدى درجات السلّم عن الأرض، وتدوين قياساتهم، ثم اختر طالبين متماثلين في الكتلة تقريباً؛ ليقف أحدهما على الدرجة الأولى والثاني على الدرجة الثانية من السلّم.

• اطح على الطلبة السؤال الآتي:

- أيّ الطالبين لديه طاقة وضع أكبر؟ ولماذا؟

الطالب على الدرجة الثانية؛ لأن ارتفاعه عن الأرض (المركز) أكبر.

### • نشاط سريع:

يسهم هذا النشاط في التنسيق بين الموقف التعليمي وأحد المواقف في الحياة العملية، واستثارة قدرات الطلبة، وتشويقهم.

#### نشاط سريع

استخدم نابض الأمواج لتشكيل أمواج مختلفة، بتحريك نابض على سطح الأرض يميناً ويساراً؛ بُعْيةً توضيح مفهوم طول الموجة للطلبة.

### • معلومة إضافية:

تُسهم المعلومات الإضافية في توسيع مدارك الطلبة.

#### معلومة إضافية

عدد الكم المغزلي لم يكن نتيجةً لمعادلة شرودنجر؛ ذلك أن العزم المغزلي للإلكترون لم يكن معروفاً وقتئذٍ؛ إذ اكتُشف لاحقاً عندما لاحظ العلماء أن خطوط أطياف الذرات (مثل ذرة الهيليوم التي يحتوي فلحها على إلكترونين) تتكوّن من خطين متجاورين، وفسروا ذلك بأن لكل إلكترون منها اتجاهاً أو عزم دوران معاكساً للآخر. وبناءً على ذلك، أُدخِلت بعض التعديلات على معادلة شرودنجر، وتفسير هذه الظاهرة، فضلاً عن إضافة هذا العدد وتطبيقه على ذرات أكثر تعقيداً من ذرة الهيدروجين أو ذرة الهيليوم.

### • تعزيز:

معلومات تُعزّز فهم موضوع الدرس، فضلاً عن اقتراح طرائق متنوعة لتعزيز المفهوم.

#### تعزيز:

علاقة حجم المستوى بخصائص الذرة:

يتحدّد حجم الذرة بناءً على حجم المستوى الأبعد عن النواة، ويقاس عن طريق نصف قطر الذرة الذي ستعرّفه في الوحدة الثانية. ويعتمد نصف القطر على قوة التجاذب الناشئة بين الإلكترونات السالبة المُوزعة على مستويات الطاقة المختلفة،

### • القضايا المشتركة ومفاهيمها العابرة للمواد الدراسية:

يُبيّن الدليل للمُعَلِّم القضايا المشتركة ومفاهيمها العابرة للمواد الدراسية والموضوع المرتبط بها، وأهمية كل مفهوم في حياة الطلبة، وفي بناء شخصية متكاملة متوازنة لكلّ منهم.

#### التقويم

3

يشمل التقويم ما يأتي:

• إجابات أسئلة مراجعة الدرس.

• إجابات أسئلة الوحدة.

#### القضايا المشتركة ومفاهيمها العابرة للمناهج والمواد الدراسية

\* التفكير: التأمل والتساؤل.

وجّه الطلبة إلى تأمل الأشكال والرسوم والصور؛ لاستنتاج المعرفة، واستكشاف العلاقات بين المفاهيم المختلفة، مُبيِّنًا لهم أن التساؤلات هي أساس استكشاف المعرفة.

## التقويم في كتاب الطالب

روعي التقويم في كتاب الطالب وكتاب الأنشطة والتجارب العملية، ودليل المُعلِّم؛ للتحقق من فهم الطلبة، وتعزيز إنجازاتهم الفردية، ومنحهم فرصة التأمل في تعلُّمهم، ووضع أهداف لأنفسهم، وتقديم التغذية الراجعة والتحفيز والتشجيع لهم، فضلاً عن تضمينه استراتيجيات تُلبي حاجات الطلبة المتنوعة، وفق ما يأتي:

### أتحقق

أسئلة للتحقق من مدى فهم الطلبة أثناء سير التعلم (تقويم تكويني).

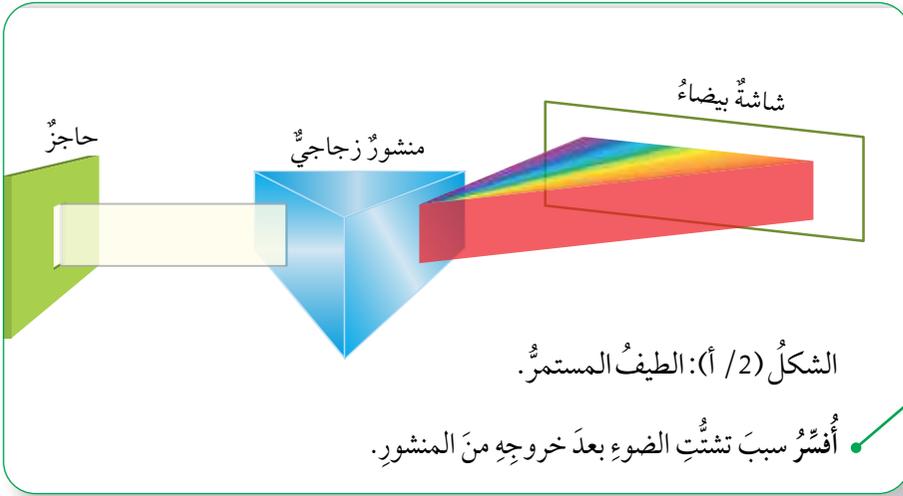
✓ **أتحقق:** أيُّهما أكبر حجماً: ذرَّة الأكسجين O أم أيون الأكسيد  $O^{2-}$ ؟

### مراجعة الدرس

- 1- الفكرة الرئيسة: أوضِّح المقصود بكلِّ عددٍ من أعداد الكمِّ الرئيس، والفرعي، والمغناطيسي، والمغزلي.
- 2- أحدِّد الخاصية التي يشير إليها كلُّ عددٍ من أعداد الكمِّ: الرئيس، والمغناطيسي.
- 3- أتوقَّع عددَ المستويات الفرعية في المستوى الرئيس الرابع.
- 4- أحدِّد عددَ أفلاك المستوى الفرعي (d).
- 5- أستنتج السعة القصوى من الإلكترونات التي يستوعبها المستوى الرئيس (n=4).
- 6- **أفسِّر:** لا يُمكنُ لإلكترون ثالثٍ دخولَ فلكٍ يحوي إلكترونين.
- 7- **أنكِّر:** هل يُمكنُ لفلكٍ ما في الذرَّة أن يتَّخذَ أعدادَ الكمِّ الآتية؟ أعزِّزُ إجابتي بالدليل.
 
$$m_s = -\frac{1}{2}, \quad m_l = -4, \quad l = 2, \quad n = 3$$

### مراجعة الدرس

أسئلة متنوعة مرتبطة بالفكرة الرئيسة للدرس والمفاهيم والمصطلحات والمهارات المتنوعة.



### أسئلة الأشكال

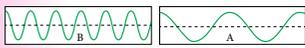
أسئلة إجاباتها من الصورة؛ لتدريب الطلبة على التحليل.

### مراجعة الوحدة

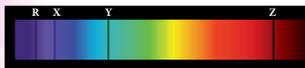
\*7. تستخدم الإذاعة الأردنية موجات عدّة ذات ترددات متباينة في بنّها الموجّه إلى مناطق مختلفة في الأردن، ومناطق واسعة في مختلف أنحاء العالم. ومن هذه الترددات:

رقم الموجة	التردد	الموجة	مفظة استقبال البث
1	90MHz	FM	عمّان.
2	1035 KHz	AM	شمال الأردن، ووسطه، وجنوبه النّهاء بالقطب.

أ. أجد الطول الموجي لكل تردّد.  
ب. أجد طاقة الفوتون المحتملة لكل تردّد.  
ج. أهما يمثل التردد لموجة FM: نموذج شكل الموجة A أم نموذج شكل الموجة B؟

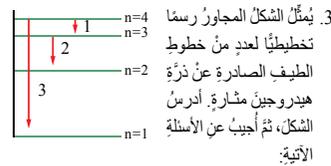


\*8. بهنّ علم الفلك بتحليل طيف الضوء الصادر عن النجوم لتعرّف مكوناتها؛ إذ تظهر خطوط الامتصاص الخطي معنمة نتيجة امتصاص الأطوال الموجية بواسطة الذرات والجسيمات المعلقة في جو النجم. وتحليل هذه الخطوط يُمكن تعيين العناصر الباعثة والعناصر الماصة المكونة للنجم. يُبين المخطط الآتي الجزء المرئي من الطيف الكهرومغناطيسي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

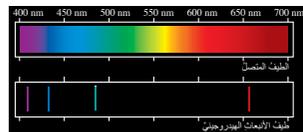


أدرس الشكل، ثمّ أجد خط الامتصاص الذي يُوافق:  
أ. الطول الموجي الأقصر.  
ب. الطول الموجي الأطول.  
ج. التردد الأعلى.  
د. أقل طاقة.  
9. ذرّة هيدروجين مثارة في مستوى مجهول، يتطلّب تحويلها إلى أيون موجب أن تُزوّد بكمية من الطاقة مقدارها  $(0.11 R_H)$  جول. مارقم المستوى الذي يوجد فيه الإلكترون؟

1. أوضّح المقصود بالمفاهيم والمصطلحات الآتية: الطيف الكهرومغناطيسي، طيف الانبعاث الخطي، الطيف المتصل، الفوتون.  
2. أفسّر: لماذا يحتوي طيف الانبعاث الخطي على كميات محدّدة من الطاقة بحسب نموذج بور؟



أ. أجد طاقة الإشعاع التي يُمتلها الرقم (2).  
ب. أتبّن إذا كان طيف الإشعاع الذي يُمتلها الرقم (3) يظهر في منطقة الضوء المرئي أم لا.  
ج. أستنتج عدد خطوط الطيف جميعاً عند عودة الذرّة إلى حالة الاستقرار.  
4. أجد طاقة الإشعاع الصادرة عن ذرّة الهيدروجين المثارة في المستوى الرابع عند عودة الإلكترون فيها إلى المستوى الثاني.  
5\* أدرس الشكل الآتي الذي يُبين طيف الانبعاث لذرّة الهيدروجين، ثمّ أجب عن السؤالين التاليين:



أ. أجد رقم المستوى الذي ينتقل منه الإلكترون إذا كانت طاقة فوتون الضوء الناجمة عن انتقاله إلى المستوى الثاني هي  $(0.21 R_H)$  جول.  
ب. أجد موقع هذا الخط ولونه ضمن الطيف المرئي لذرّة الهيدروجين.  
6. أعبّر بدلالة  $(R_H)$  عن مقدار الطاقة اللازم لنقل الإلكترون من المستوى الثاني إلى المستوى الخامس في ذرّة الهيدروجين.

### مراجعة الوحدة

أسئلة متنوعة مرتبطة بالمفاهيم، والمصطلحات، والمهارات، والأفكار العلمية الواردة في الوحدة.

يشمل التقويم في كتاب الأنشطة والتجارب العملية ما يأتي:

## التقويم في كتاب الأنشطة والتجارب العملية

### أسئلة الاختبارات الدولية

#### محاكاة لأسئلة الاختبارات الدولية

##### السؤال الأول:

ظهر كلوريد الليثيوم باللون الأحمر في تجربة اختبار اللهب. منطقة الطيف التي يُمكن أن يظهر فيها الطيف الأكثر طاقة هي:

- 1) 600 nm - 650 nm
- 2) 500 nm - 550 nm
- 3) 450 nm - 500 nm
- 4) 400 nm - 450 nm

##### السؤال الثاني:

درس طالب الطيف الذري لعنصر ما، فوجد أن له خطي طيف أحمر وأزرق. إذا كان الطيف الذري مع فرق الطاقة بين مستويين للطاقة ينتقل بينهما الإلكترون عند عودته من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل، فأجب عن السؤالين الآتيين:

أ- أرسم مخططاً يوضح حركة الإلكترون التي تتوافق مع خطوط الطيف التي يُحتمل ظهورها على وجود ثلاثة مستويات محتملة للطاقة.

ب- أحدد مستويي الطاقة الموافقة لكل طيف، مبيّناً الأسس التي اعتمدها.

8 الوحدة 1: بنية الذرة وتركيبها.

### أسئلة التحليل والاستنتاج

#### التحليل والاستنتاج:

1. أفسرُ بينَ حجمِ الذرّةِ وأيونها الموجبِ، وحجمِ الذرّةِ وأيونها السالبِ.

2. أصفُ تغيّرَ نصفِ القطرِ الأيونيّ في الدورة الواحدة عن طريق الرسم البيانيّ.

3. أصفُ تغيّرَ نصفِ القطرِ الأيونيّ في المجموعة الواحدة عن طريق الرسم البيانيّ.

4. أفسرُ سببَ التغيّرِ في أحجام الأيونات الموجبة والأيونات السالبة.

5. أتنبأ بحجم أيونات بعض العناصر غير تلك الواردة في الشكل (10-2) بناءً على الرسم البيانيّ.

14 الوحدة 2: التوزيع الإلكتروني والدورية.

## تقديم الدرس

1

### الربط بالمعرفة السابقة:

- ذكّر الطلبة بالنماذج التي درسوها عن تركيب الذرّة وبنيتها، ثم اطلب إلى بعضهم رسم نماذج على اللوح لكلّ من النماذج الآتية، موضحين سبب رفضها:

نموذج ثامبسون، نموذج دالتون، نموذج رذرفورد.

- وضح للطلبة أنّ هذه النماذج لم تتمكن من تفسير بنية الذرّة وتركيبها وخصائصها، إلى أن اكتشفت ظاهرة التأثير الكهروضوئي التي

# التقويم في دليل المعلم

## الربط بالمعرفة السابقة.



### استراتيجيات التقويم:

#### التقويم المعتمد على الأداء.

المواقف التقويمية التابعة للاستراتيجية:

- التقديم: عرض مُنظَّم مُحطَّط يقوم به الطالب.
- العرض التوضيحي: عرض شفوي أو عملي يقوم به الطالب.
- الأداء العملي: أداء الطالب مهام مُحدّدة بصورة عملية.
- الحديث: تحدّث الطالب عن موضوع معين في مُدّة مُحدّدة.
- المعرض: عرض الطالب إنتاجه الفكري والعملي.
- المحاكاة/ لعب الأدوار: تنفيذ الطالب حوارًا بكل ما يرافقه من حركات.
- المناقشة/ المناظرة: لقاء بين فريقين من الطلبة يناقشون فيه قضية ما، بحيث يتبنّى كل فريق وجهة نظر مختلفة.

#### الورقة والقلم.

المواقف التقويمية التابعة للاستراتيجية:

- الاختبار: طريقة مُنظّمة لتحديد مستوى تحصيل الطالب معلومات ومهارات في مادة دراسية تعلّمها قبلاً.

#### التواصل.

المواقف التقويمية التابعة للاستراتيجية:

- المؤتمر: لقاء مُحطَّط يُعقد بين المُعلّم والطالب.
- المقابلة: لقاء بين المُعلّم والطالب.
- الأسئلة والأجوبة: أسئلة مباشرة من المُعلّم إلى الطالب.

#### الملاحظة.

المواقف التقويمية التابعة للاستراتيجية:

- الملاحظة المُنظّمة: ملاحظة يُحطَّط لها من قبل، ويُحدّد فيها ظروف مضبوطة، مثل: الزمان، المكان، والمعايير الخاصة بكلّ منها.

#### مراجعة الذات.

المواقف التقويمية التابعة للاستراتيجية:

- يوميات الطالب: كتابة الطالب ما قرأه، أو شاهده، أو سمعه.
- ملف الطالب: ملف يضم أفضل أعمال الطالب.
- تقويم الذات: قدرة الطالب على تقييم أدائه، والحكم عليه.

#### أدوات التقويم:

- قائمة الرصد.
- سُلم التقدير العددي.
- سُلم التقدير اللفظي.
- سجل وصف سير التعلّم.
- السجل القصصي.

يشتمل كتاب الطالب على مهارات متنوعة:

## المهارات

### مهارات القرن الحادي والعشرين:

يشهد العالم تطورات وتغيرات هائلة؛ ما يتطلب مستويات مُتقدِّمة من الأداء والمهارة، والتحوُّل من ثقافة المستوى الأدنى إلى ثقافة الجودة والإتقان، ومن ثقافة الاستهلاك إلى ثقافة الإنتاج. يُعدُّ إكساب الطالب مهارات القرن الحادي والعشرين ركيزة أساسية لتحقيق مفهوم التعلُّم مدى الحياة.

- التعلُّم الذاتي.
- التفكير الابتكاري.
- التفكير والعمل التعاوني.
- التفكير الناقد.
- التواصل.
- المعرفة المعلوماتية والتكنولوجية.
- المرونة.
- القيادة.
- المبادرة.
- الإنتاجية.

### مهارات العلم

العمليات التي يقوم بها الطلبة في أثناء التوصل إلى النتائج والحكم والتحقق من صدقها. وتُسهم ممارسة هذه المهارات في إثارة الاهتمامات العلمية للطلبة؛ ما يدفعهم إلى مزيد من البحث والاكتشاف.

- الأرقام والحسابات.
- استعمال المتغيرات.
- الاستنتاج.
- التجريب.
- تفسير البيانات.
- التواصل.
- التوقُّع.
- طرح الاسئلة.
- القياس.
- الملاحظة.

## مهارات القراءة:

تُعَدُّ القراءة عملية عقلية يمارس فيها الفرد عدَّة مهارات. وبوجه عام، تهدف مهارات القراءة إلى تنمية البنى المعرفية وحصيلة المفردات العلمية والذكاءات المتعددة، وتعزيز الجوانب الوجدانية والثقة بالنفس والقدرة على التواصل الفاعل، وتنمية التفكير العلمي والإبداعي.

- الاستنتاج.
- التسلسل والتتابع.
- التصنيف.
- التلخيص.
- التوقُّع.
- الحقيقة والرأي.
- السبب والنتيجة.
- الفكرة الرئيسة والتفاصيل.
- المشكلة والحل.
- المقارنة.

## المهارات العلمية والهندسية:

تُنَمِّي هذه المهارات قدرات الطالب على عرض أعماله وأفكاره بدقة وموضوعية، وتبريرها والبرهنة على صدقها، وعرضها بطرائق وأشكال مختلفة، وتبادلها مع الآخرين، واحترام الرأي الآخر. وهي تُؤكِّد أهمية إحداث الترابط المرغوب فيه بين المواد الدراسية المختلفة، ومتطلبات التفكير الناقد والإبداعي.

- استخدام الرياضيات.
- الاعتماد على الحجة والدليل العلمي.
- بناء التفسيرات العلمية، وتصميم الحلول الهندسية.
- تحليل البيانات وتفسيرها.
- التخطيط، وإجراء الاستقصاءات.
- تطوير النماذج واستخدامها.
- الحصول على المعلومات، وتقييمها وإيصالها.
- طرح الأسئلة، وتحديد المشكلات.

يعتمد اختيار استراتيجية التدريس أو الأسلوب الداعم على عوامل عدّة، منها: التتجات، وخصائص الطلبة النهائية والمعرفية، والإمكانات المتاحة، والزمن المتاح.

## استراتيجيات التدريس وأساليب داعمة في التعلّم

### فكر، انتقِ زميلًا، شارك Think-Pair-Share:



**Think**  
about the question

**Pair**  
with your partner

**Share**  
your ideas with others

أسلوب يُستخدَم لعرض أفكار الطلبة، وفيه يطرح المُعلِّم سؤالاً على الطلبة، ثم يمنحهم الوقت الكافي للتفكير في الإجابة وكتابة أفكارهم في ورقة، ثم يطلب إلى كل طالبين مشاركة بعضهما بعضًا في الأفكار، ثم عرضها على أفراد المجموعات.

### الطاولة المستديرة Round Table:



يمتاز هذا الأسلوب بسرعة تجميع أفكار الطلبة؛ إذ يكتب المُعلِّم أو أحد أفراد المجموعة سؤالاً في أعلى ورقة فارغة، ثم يمرّر أفراد المجموعة الورقة على

الطاولة، بحيث يضيف كل طالب فقرة جديدة تُمثّل إسهامًا في إجابة السؤال، ويستمر ذلك حتى يطلب المُعلِّم إنهاء ذلك. بعدئذٍ، يُنظّم أفراد المجموعة مناقشة للإجابات، ثم تعرض كل مجموعة نتائجها على بقية المجموعات.

### دراسة الحالة:



**CASE STUDY**

تعتمد هذه الاستراتيجية على إثارة موضوع أو مفهوم ما للنقاش، ثم يعمل الطلبة في مجموعات على جمع البيانات وتنظيمها، وتحليلها للوصول إلى إيضاح كافٍ للموضوع، أو تحديد أبعاد المشكلة، واقتراح حلول مناسبة لها.

### بطاقة الخروج Exit Ticket:



يُمثّل هذا الأسلوب مهمة قصيرة تُنفّذها الطلبة قبل خروج المُعلِّم من الصف. وفيها يجيبون عن أسئلة قصيرة مُحدّدة مكتوبة في بطاقة صغيرة، ثم يجمع المُعلِّم

البطاقات ليقرأ الإجابات، ثم يُعلّق في الحصة التالية على إجابات الطلبة التي تُمثّل تغذية راجعة يستند إليها في الحصة اللاحقة.

### التعلّم التعاوني Collaborative Learning:



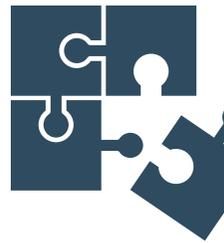
عمل الطلبة ضمن مجموعات لمساعدة بعضهم بعضًا في التعلّم؛ تحقيقًا لهدف مشترك أو واجب ما؛ على أن يبدي كل طالب مسؤولية في التعلّم، ويتولّى العديد من الأدوار داخل المجموعة.

### التفكير الناقد critical thinking:



نشاط ذهني عملي للحكم على صحة رأي أو اعتقاد عن طريق تحليل المعلومات، وفرزها، واختبارها بهدف التمييز بين الأفكار الإيجابية والأفكار السلبية.

### حل المشكلات Problem Solving:



استراتيجية تقوم على تقديم قضايا ومسائل حقيقية واقعية للطلبة، ثم الطلب إليهم تحييصها ومعالجتها بأسلوب مُنظّم.

### أكواب إشارة المرور Traffic Light |Cups:



يُستخدَم هذا الأسلوب للتدريس والمتابعة باستعمال أكواب مُتعدّدة الألوان (أحمر، أصفر، أخضر)، بوصف ذلك

إشارة للمُعلِّم في حال احتاج الطلبة إلى المساعدة. يشير اللون الأخضر إلى عدم حاجة الطلبة إلى المساعدة، ويشير اللون الأصفر إلى حاجتهم إليها، أو إلى وجود سؤال يريدون طرحه على المُعلِّم من دون أن يمنعهم ذلك من الاستمرار في أداء المهام المنوطة بهم. أمّا اللون الأحمر فيشير إلى حاجة الطلبة الشديدة إلى المساعدة، وعدم قدرتهم على إتمام مهامهم.

## الطلاقة اللفظية:



يُستخدم هذا الأسلوب لتعزيز عمليتي المناقشة والتأمل. وفيه يتبادل أفراد المجموعة الأدوار بالتحدّث عن الموضوع المطروح، والاستماع لبعضهم بعضاً مدّة محدّدة من الوقت.

## التعلم بالتعاقد:



تعتمد هذه الاستراتيجية على إشراك الطلبة إشراكاً فعلياً في تحمّل مسؤولية تعلّمهم، بدءاً بتحديد ما سيتعلّمونه في مدّة زمنية محدّدة. وتتضمّن هذه الاستراتيجية عقد اتفاق محدد بين المُعلّم وطلّبه يشمل المصادر التعليمية التي سيستعين بها الطلبة في أثناء عملية بحثهم، وطبيعة الأنشطة التي سيجرونها، وأسلوب التقويم وتوقيته.

## السقالات التعليمية Instructional Scaffolding:

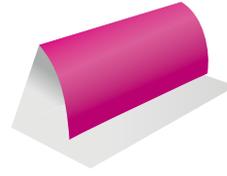


يُقصدُ بها تجزئة موضوع الدرس إلى أجزاء صغيرة؛ ما يساعد الطلبة على استيعابه، أو استخدام الوسائط السمعية والبصرية، أو الخرائط الذهنية، أو الخطوط العريضة، أو إيماءات الجسد، أو الروابط الإلكترونية، وغير ذلك من الوسائل التي تُعدّ بمنزلة السقالات التعليمية التي تهدف إلى مساعدة الطالب تحقيق التعلّم المقصود.

## التعلّم المقلوب Flipped Learning:

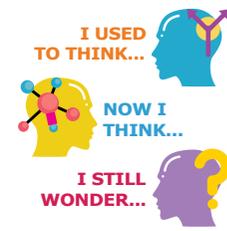
استعمال التقنيات الحديثة وشبكة الإنترنت على نحو يسمح للمُعلّم بإعداد الدرس عن طريق مقاطع الفيديو، أو الملفات الصوتية، أو غير ذلك من الوسائط؛ ليطلّع عليها الطلبة في منازلهم (تظلّ متاحة لهم على مدار الوقت)، باستعمال حواسيبهم، أو هواتفهم الذكية، أو أجهزتهم اللوحية قبل الحضور إلى غرفة الصف. في حين يُخصّص وقت اللقاء الصفّي في اليوم التالي لتطبيق المفاهيم والمحتوى العام الذي شاهده، وذلك في صورة سلسلة من أنشطة التعلّم النشط، والأنشطة الاستقصائية، والتجريبية، والعمل بروح الفريق، وتقييم التقدّم في سير العمل.

## اثن ومُرّر Fold and Pass:



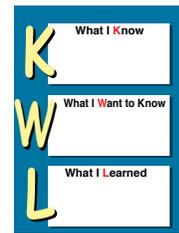
أسلوب يجيب فيه الطلبة أو أفراد المجموعات عن سؤال في ورقة؛ إذ تُمرّر الورقة على طلبة الصف بعد ثنيها، وتستمر العملية حتى يصدر المُعلّم لهم إشارة بالتوقّف، ثم يقرأ أحد أفراد المجموعة ما كُتب في الورقة بصوت عالٍ. وبهذا يُمكن للمُعلّم جمع معلومات عن إجابات الطلبة، ويُمكن للطلبة المشاركة بحرية أكبر، وتقديم التغذية الراجعة، وتقويم الآخرين عندما يقرأون إجابات غيرهم.

## كنت أعتقد، والآن أعرف (I Used to Think, But Now I know):



أسلوب يقارن فيه الطلبة (لفظاً، أو كتابةً) أفكارهم في بداية الدرس بما توصلوا إليه عند نهايته، ومن الممكن استخدامه تقويماً ذاتياً يتيح للمُعلّم الاطلاع على مدى تحسّن التعلّم لدى الطلبة، وتصحيح المفاهيم البديلة لديهم، وتخطيط الدرس التالي، وتصميم خبرات جديدة تناسب تعلّمهم بصورة أفضل.

## جدول التعلّم (What I already Know/ What I Want to Learn / What I Learned):

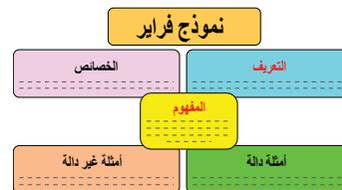


يعتمد هذا الجدول على ثلاثة محاور أساسية، هي:

- ماذا أعرف؟ هي خطوة مهمة لفهم الموضوع الجديد وإنجاز المهام؛ فالمتعلّم يُحدّد إمكاناته ليستفيد منها على أحسن وجه.

- ماذا أريد أن أتعلّم؟ هي مرحلة تحديد المهمة المُتوقّعة لإنجازها، أو المشكلة التي ينبغي حلها.
- ماذا تعلّمت؟ وهي مرحلة تقويم لما تعلّمه الطالب من معارف ومهام وأنشطة.

## طريقة فراير Frayer Method:



يتطلّب هذا الأسلوب إكمال الطلبة (فرادى، أو ضمن مجموعات) المنظم التصوريّ المجاور.

يهدف التمايز إلى الوفاء بحاجات الطلبة الفردية، ويكون في المحتوى، أو في بيئة التعلم، أو في العملية التعليمية التعلمية، ويسهم التقييم المستمر والتجميع المرن في نجاح هذا النهج من التعليم. يكون التمايز في أبسط مستوياته عندما يلجأ المعلم إلى تغيير طريقة تدريسه؛ بُغية إيجاد فرص تعلم لطالب، أو مجموعة صغيرة من الطلبة.

## تمايز التدريس والتعلم

### Differentiation of Teaching and Learning

يُمكن للمعلم تحقيق التمايز عن طريق أربعة عناصر رئيسة، هي:

1. المحتوى **Content**: ما يحتاج الطالب إلى تعلمه، وكيفية حصوله على المعلومة.
2. الأنشطة **Activities**: الفعاليات التي يشارك فيها الطالب؛ لفهم المحتوى، أو إتقان المهارة.
3. المُنتجات **Products**: المشاريع التي يتعين على الطالب تنفيذها؛ للتدرب على ما تعلمه في الوحدة، وتوظيفه في حياته، والتوسع فيه.
4. بيئة التعلم **Learning environment**: عناصر البيئة الصفية جميعها.

### أمثلة على التمايز في المحتوى:

- تقديم الأفكار باستعمال الوسائل السمعية والبصرية.
- الاجتماع مع مجموعات صغيرة من الطلبة الذين يعانون صعوبات؛ لإعادة تدريسهم فكرةً، أو تدريبهم على مهارة؛ أو توسيع دائرة التفكير ومستوياته لدى أقرانهم المُتقدمين **Advanced students**.

### أمثلة على التمايز في الأنشطة:

- الإفادة من الأنشطة المُتدرّجة التي يمارسها الطلبة كافةً، ولكنهم يُظهرون فيها تقدُّمًا حتى مستويات معينة. وهذا النوع من الأنشطة يُسهم في تحسُّن أداء الطلبة، ويتيح لهم الاستمرار في التقدُّم، مراعيًا الفروق الفردية بينهم؛ إذ تتباين درجة التعقيد في المستويات التي يصلها الطلبة في هذه الأنشطة.
- تطوير جداول الأعمال الشخصية (قوائم مهام يكتبها المعلم، وهي تتضمن المهام المشتركة التي يتعين على الطلبة كافةً إنجازها، وتلك التي تفي بحاجات الطلبة الفردية).
- تقديم أشكال من الدعم العملي للطلبة الذين يحتاجون إلى المساعدة.
- منح الطلبة وقتًا إضافيًا لإنجاز المهام؛ بُغية دعم الطلبة الذين يحتاجون إلى المساعدة، وإفساح المجال أمام الطلبة المُتقدمين **Advanced students** للخوض في الموضوع على نحوٍ أعمق.

### أمثلة على التمايز في الأعمال التي يؤديها الطلبة:

- السماح للطلبة بالعمل فرادى أو ضمن مجموعات صغيرة؛ لتنفيذ المهام المنوطة بهم، وتحفيزهم على ذلك.

### أمثلة على التمايز في بيئة التعلم:

- تطوير إجراءات تسمح للطلبة بالحصول على المساعدة عند انشغال المعلمين بطلبة آخرين، وعدم تمكُّنهم من تقديم المساعدة المباشرة لهم.
- التحقُّق من وجود أماكن في غرفة الصف، يُمكن للطلبة العمل فيها بهدوء، ومن دون إلهاء، وكذلك أماكن أخرى تُسهِّل العمل التعاوني بين الطلبة.
- ملحوظة: يعتمد التمايز في التعليم على مدى استعداد الطلبة، ومناحي اهتماماتهم، وسجلات تعلمهم.

### طريقة أخرى للتدريس

قد يجد بعض الطلبة صعوبة في تعرّف فروض نظرية بور. اطلب إلى الطلبة تمثيل مستويات الطاقة في ذرّة الهيدروجين باستخدام سُلم منزلي؛ وذلك بقياس ارتفاع إحدى درجات السلم عن الأرض، وتدوين قياساتهم، ثم اختر طالبين متماثلين في الكتلة تقريباً؛ ليقف أحدهما على الدرجة الأولى والثاني على الدرجة الثانية من السلم.

- اطرح على الطلبة السؤال الآتي:  
- هل يُمكن حساب الفرق في طاقة الوضع بين الدرجات عندما يصعد عليها الطالب؟
- أيُّ الطالبين لديه طاقة وضع أكبر؟ ولماذا؟  
الطالب على الدرجة الثانية؛ لأنَّ ارتفاعه عن الأرض ( المركز) أكبر.
- اطلب إلى الطالبين ترك السلم، واطلب من آخر الصعود إليه، ثم اسأل الطلبة:  
- ماذا يحدث لطاقة وضع الطالب عندما ينتقل من أدنى درجة إلى درجة أعلى؟  
تزداد طاقة الوضع.
- هل يُمكن حساب طاقة وضع الطالب عند كل درجة؟  
نعم، يُمكن ذلك باستخدام قانون طاقة الوضع.
- هل يُمكن حساب الفرق في طاقة الوضع بين الدرجة العليا والدرجة الدنيا.
- هل تتغيّر طاقة وضع الطالب في حال ظلَّ عند الدرجة نفسها؟ لا.
- ماذا يحدث لطاقة الوضع عندما ينتقل الطالب من الدرجة العليا إلى الدرجة الدنيا؟ ولماذا؟  
تقل؛ لأنَّه يصبح عند درجة أقرب إلى الأرض، حيث طاقة الوضع عندها أقل.
- يُمكن تكرار هذه الإجراءات لأكثر من طالب.

### طريقة أخرى للتدريس.

### نشاط سريع.

### نشاط سريع مفهوم طول الموجة:

استخدم نابض الأمواج لتشكيل أمواج مختلفة، بتحريك النابض على سطح الأرض يميناً ويساراً؛ بُعْية توضيح مفهوم طول الموجة للطلبة.

### مشروع الوحدة.

### مشروع الوحدة:

- اقترح على الطلبة عمل مشروع عن تاريخ استكشاف بنية الذرّة، مثل:  
مشروع مُدَوّنة تاريخ الذرّة:
- اطلب إلى بعض الطلبة من ذوي الميول الحاسوبية عمل مُدَوّنة عن مراحل استكشاف الذرّة، وإبراز جهود أهم العلماء في هذا المجال.
- تصميم هرم الذرّة وبنائها:
- وجّه مجموعة من الطلبة إلى بناء هرم مجسم، توضع فيه نماذج تُمثّل مراحل استكشاف الذرّة وتعرّف بنيتها.
- فيلم تصويري يعرض لمراحل تطوّر استكشاف الذرّة:
- اطلب إلى مجموعة من الطلبة جمع صور لنماذج بنية الذرّة، وترتيبها بحسب تطوّرها الزمني، واستخدام برمجية مناسبة (مثل دريم ويفر) لعمل مقطع فيديو يتناول هذه المراحل ثم تحميله في موقع المدرسة الإلكتروني.

### توظيف التكنولوجيا:

في ظل التسارع الملحوظ الذي يشهده العالم في مجال التكنولوجيا، والتوجهات العالمية لمواكبة مختلف القطاعات والمجالات، بما في ذلك قطاع التعليم، فقد تضمّن كتاب الطالب وكتاب الأنشطة والتمارين دروسًا تعتمد على التعلّم المتمازج (Blended Learning) الذي يربط بين التكنولوجيا وطرائق التعلّم المختلفة، وأنشطة وفق المنحى التكاملية (STEAM) تُعدّ التكنولوجيا المحور الرئيس فيها.

عند توظيف المعلّم للتكنولوجيا، يتعيّن عليه مراعاة ما يأتي:

- التحقّق من موثوقية المواقع الإلكترونية التي يقترحها على الطلبة؛ يوجد العديد من المواقع التي تحتوي على معلومات علمية غير دقيقة.
- زيارة الموقع الإلكتروني قبل وضعه ضمن قائمة المواقع الإلكترونية المقترحة؛ إذ تتعرّض بعض المواقع الإلكترونية أحيانًا إلى القرصنة الإلكترونية واستبدال الموضوعات المعروضة.
- إرشاد الطلبة إلى المواقع الإلكترونية الموثوقة التي تنتهي عادة بأحد الاختصارات الآتية: (.org .edu .gov).



### توظيف التكنولوجيا

ابحث في المواقع الإلكترونية الموثوقة عن مقاطع فيديو تعليمية، أو عروض تقديمية جاهزة عن نظرية بور لذرة الهيدروجين، علمًا بأنّه يُمكنك إعداد عروض تقديمية تتعلّق بموضوع الدرس.

شارك الطلبة في هذه المواد التعليمية عن طريق الصفحة الإلكترونية للمدرسة، أو تطبيق التواصل الاجتماعي (الواتس آب)، أو إنشاء مجموعة على تطبيق (Microsoft Teams)، أو استعمل أيّ وسيلة تكنولوجية مناسبة بمشاركة الطلبة وذويهم.

الوحدة الأولى: بنية الذرة وتركيبها  
The structure and composition of the atom

تجربة استهلاكية: الطيف الذري.

عدد الحصص	التجارب والأنشطة	نتائج التعلم	الدرس
3	<ul style="list-style-type: none"> <li>اختلاف طيف الانبعاث للفلزات المختلفة.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>يستكشف الذرة ومراحل تطورها.</li> <li>يوضح المقصود بالطيف الذري، والطيف الكهرومغناطيسي.</li> <li>يستخدم نتائج نظرية بور لحساب كمية الطاقة المنبعثة أو الممتصة عند انتقال الإلكترون بين مستويين في ذرة الهيدروجين.</li> </ul>	<p>الأول: نظرية بور لذرة الهيدروجين.</p>
3		<ul style="list-style-type: none"> <li>يصف النموذج الميكانيكي الموجي للذرة.</li> <li>يستدل على الصفات المميزة للعناصر عن طريق أعداد الكم الأربعة.</li> </ul>	<p>الثاني: النموذج الميكانيكي الموجي للذرة.</p>

الصف	التأجات اللاحقة	الصف	التأجات السابقة
الحادي عشر	<ul style="list-style-type: none"> <li>• يستكشف خصائص الذرة، ومكوناتها.</li> <li>• يوضح مفهوم تهجين الأفلاك، ومبررات حدوثه.</li> <li>• يستقصي العلاقة بين شكل الجزيء ونوع تهجين أفلاك الذرة المركزية.</li> </ul>	الثامن	<ul style="list-style-type: none"> <li>• يدرس مكونات الذرة.</li> <li>• يستخدم الجدول الدوري ومواقع العناصر فيه للتنبؤ بنشاط العناصر وميلها إلى فقد الإلكترونات، أو اكتسابها، أو امكانية التشارك فيها.</li> </ul>
		التاسع	<ul style="list-style-type: none"> <li>• يستكشف الذرة، ومكوناتها، ومراحل اكتشافها.</li> <li>• يُقدر أهمية التجريب في علم الكيمياء.</li> <li>• يكتب التوزيع الإلكتروني لذرات بعض العناصر في المجموعات المختلفة.</li> <li>• يستنتج ترتيب العناصر وخصائصها في الجدول الدوري.</li> <li>• يستخدم الجدول الدوري للتنبؤ ببعض خصائص العناصر (الحجم، والنشاط الكيميائي).</li> </ul>

## بنية الذرة وتركيبها

The Structure and Composition of The Atom

### أتأمل الصورة

- وجه الطلبة إلى تأمل صورة الوحدة، ثم إجابة السؤالين المتعلقين بها.
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها، موضحاً لهم ما يأتي:
- تتوزع الإلكترونات في الذرة على مستويات من الطاقة، وكل إلكترون يمتلك مقداراً من الطاقة مساوياً لمقدار طاقة المستوى الموجود فيه.
- يعدُّ طيف الانبعاث أو طيف الامتصاص أحد أهم الدلائل على انتقال الإلكترونات بين مستويات الطاقة.

### أتأمل الصورة

تدور الإلكترونات حول النواة في مستوياتٍ مُحدَّدةٍ من الطاقة، فما طاقة هذه المستويات؟ ما دلائل انتقال الإلكترون بين المستويات المختلفة للطاقة في الذرة؟

## الفكرة العامة:

يُعدُّ تطوُّر العلوم وأدوات البحث العلميّ الأساس الذي أسهم في تطوير النظريات التي فسَّرت بنية الذرَّة، وساعد على تعرُّف تركيبها وخصائصها.

**الدرس الأول:** نظرية بور لذرَّة الهيدروجين.

**الفكرة الرئيسة:** ينبعث الضوء من ذرَّات العناصر بتردُّدات مُعيَّنة اعتمادًا على تركيبها وبنيتها.

**الدرس الثاني:** النموذج الميكانيكي الموجي للذرَّة.

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

8

## الفكرة العامة:

• اقرأ الفكرة العامة للوحدة، أو اكتبها على اللوح، ثم مهِّد للوحدة بالحديث عن الذرَّة ومكوَّنها، ثم اطرح على الطلبة السؤالين الآتيين:

– ممَّ تتكوَّن الذرَّة؟

تتكوَّن الذرَّة من مُكوَّات صغيرة، هي: البروتونات، والنيوترونات، والإلكترونات.

– أين يوجد كلُّ من هذه المُكوَّات؟

توجد البروتونات والنيوترونات في مركز الذرَّة الذي يُسمَّى النواة، أمَّا الإلكترونات فتتوزع حولها.

• أخبر الطلبة أنه يوجد العديد من النماذج التي قدَّمها العلماء لتوضيح بنية الذرَّة وتركيبها، غير أنَّ هذه النماذج لم تُقدِّم تصوُّرًا واضحًا لبنية الذرَّة وتركيبها، وعلاقة ذلك بخصائص الذرَّات وسلوكها. أخبرهم أيضًا أنَّ هذه الوحدة تعرض أهم هذه النظريات والنماذج.

## مشروع الوحدة:

اقترح على الطلبة عمل مشروع عن تاريخ استكشاف بنية الذرَّة، مثل:

• مشروع مُدوَّنة تاريخ الذرَّة:

اطلب إلى بعض الطلبة من ذوي الميول الحاسوبية عمل مُدوَّنة عن مراحل استكشاف الذرَّة، وإبراز جهود أهم العلماء في هذا المجال.

• تصميم هرم الذرَّة وبنائها:

وجّه مجموعة من الطلبة إلى بناء هرم مجسم، توضع فيه نماذج تُمثِّل مراحل استكشاف الذرَّة وتعرُّف بنيتها.

• فلم تصويري يعرض لمراحل تطوُّر استكشاف الذرَّة:

اطلب إلى مجموعة من الطلبة جمع صور لنماذج بنية الذرَّة، وترتيبها بحسب تطوُّرها الزمني، واستخدام برمجية مناسبة (مثل دريم ويفر) لعمل مقطع فيديو يتناول هذه المراحل ثم تحميله في موقع المدرسة الإلكتروني.

## القضايا المشتركة ومفاهيمها العابرة للمناهج والمواد الدراسية

\* القضايا ذات العلاقة بالعمل: إدارة المشاريع.

أخبر الطلبة أنَّ النجاح في إدارة المشروع يتطلَّب التخطيط الجيد للمشروع، والمشاركة الفاعلة لأفراد الفريق، وأداء المهام المنوطة بهم بإتقان، والتقييم المستمر لمراحل العمل وتطويرها ضمن خطة زمنية واضحة المعالم؛ ما يساعد على نجاح المشروع وديمومته.

## تجربة استهلاكية

الهدف: تمييز أنواع الموجات الضوئية، وبيان أوجه الاختلاف بينها.  
زمن التنفيذ: 20 دقيقة.

### إرشادات السلامة:

– التحقق من سلامة التوصيلات الكهربائية قبل بدء تنفيذ التجربة.

– عدم العبث بملف رموكورف في أثناء تشغيله؛ فهو ذو فولتية عالية (4000 فولت)، وقد يُسبب صعقة كهربائية.

– الالتزام بإجراءات الأمان وإرشادات السلامة في المختبر.

– التخلص من النفايات بصورة صحيحة بعد الانتهاء من تنفيذ التجربة.

المهارات العلمية: القياس، الملاحظة، التصميم، الاستنتاج.

### الإجراءات والتوجيهات:

● جهِّز المواد والأدوات اللازمة قبل وصول الطلبة إلى المختبر، ويُفضَّل أن تُنفَّذ التجربة وحدك في يوم سابق.

● ورِّع الطلبة إلى مجموعات، ثم اطلب إليهم الالتزام بالخطوات المتسلسلة لتنفيذ التجربة.

● تجوَّل بين أفراد المجموعات مُوجِّهاً ومُرشدًا ومُساعدًا.

● وضح لهم هدف كل خطوة في أثناء التنفيذ، وتأكد أنهم تمكَّنوا من جمع الضوء الصادر بعد اختراقه المشور على اللوحة البيضاء، وأنهم دوَّنوا ملاحظاتهم ومشاهداتهم.

**تنبيه:** الفت انتباه الطلبة إلى احتمال عدم ظهور الطيف في بداية التجربة؛ ما يُجبُّ عليهم تعديل موقع المشور بالنسبة إلى مصدر الأشعة حتى يظهر الطيف بصورة واضحة.

**توجيه:** وظَّف نتائج هذه التجربة في تعريف الطلبة بالطيف المتصل والطيف المنفصل. ثم اطلب إليهم مراجعة إلى ورقة العمل الخاصة بالتجربة الاستهلاكية في كتاب الأنشطة والتجارب العملية.

### التحليل والاستنتاج:

1. يظهر ضوء المصباح العادي على الشاشة البيضاء في صورة مجموعة من الألوان المتتابعة المتداخلة على شكل قوس المطر، ويُسمَّى الطيف المتصل.

2. يظهر الضوء الصادر عن أنبوب التفريغ في صورة مجموعة من الخطوط الملونة المتباعدة، ويُسمَّى الطيف المنفصل.

3. الضوء العادي: سلسلة من الألوان المتتابعة المتداخلة، من دون وجود حدِّ فاصل بين اللون واللون الذي يليه.

4. الضوء الصادر عن أنبوب التفريغ: مجموعة من الخطوط، لكلِّ منها لون خاص به يُمكن تمييزه من غيره.

## تجربة استهلاكية

### الطيف الذري

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

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

### خطوات العمل:

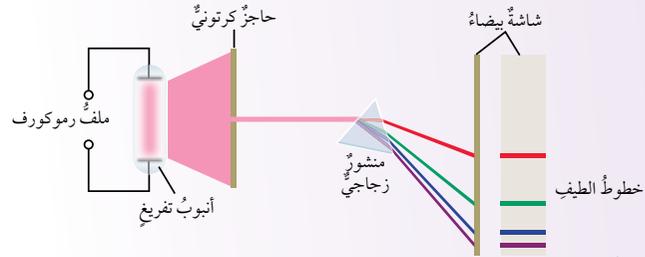
1. أعمل شقًا مستطيلًا رقيقًا في حاجز الكرتون، طولُه 2 سم.

2. أضع الشاشة البيضاء على مسافة مناسبة من شقِّ حاجز الكرتون بحيث تكون مُقابِلَةً له، ثم أضع المنشور الزجاجي في منتصف المسافة بينهما.

3. أضيء المصباح، ثم أضعه خلف حاجز الكرتون على نحوٍ يسمح لحزمة ضوئية ضيقة بالمرور خلال الشقِّ.

4. **ألاحظ:** أحرِّك المنشور الزجاجي لتعديل زاوية سقوط الضوء عليه حتى يتجمَّع الضوء الصادر من المنشور على الشاشة البيضاء.

5. **ألاحظ:** أضع أنبوب التفريغ الذي يحوي غاز الهيدروجين محلَّ المصباح الضوئي، ثم أكرِّر الخطوات السابقة باستعمال ملف رموكورف.



### التحليل والاستنتاج:

1- كيف يظهر الضوء الصادر عن المصباح على الشاشة البيضاء؟ أصف ذلك.

2- أصف الضوء الصادر عن أنبوب التفريغ.

3- ما الفرق بين ألوان الضوء الصادرة في كلتا الحالتين؟

9

## القضايا المشتركة ومفاهيمها العابرة للمناهج والمواد الدراسية

### \* القضايا ذات العلاقة بالعمل: الأمان والسلامة.

ورد في التجربة الاستهلاكية إرشاد يُؤكد أهمية الحفاظ على سلامة الطلبة في أثناء العمل؛ لذا نبه الطلبة إلى الالتزام بإجراءات الأمان وإرشادات السلامة عند استخدام ملف رموكورف ذي الفولتية العالية، وعدم العبث بالجهاز أو بالتوصيلات الكهربائية في أثناء تنفيذ التجربة.

استراتيجية التقويم: التقويم المعتمد على الأداء. أداة التقويم: سلَّم تقدير.

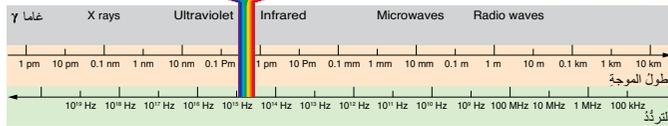
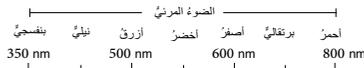
الرقم	معيار الأداء	التقدير			
		4	3	2	1
1	يعمل شقًا طويلًا منتظمًا ومناسبًا.				
2	يُقدَّر المسافة بين المنشور، واللوحة البيضاء، ومصدر الضوء.				
3	يضببط زاوية سقوط الأشعة على المنشور بصورة تسمح بتجميعها.				
4	يدون ملاحظته بصورة منظمة.				
5	يصف النتائج التي يتوصَّل إليها استنادًا إلى أسس علمية.				

### الضوء مصدر معلومات عن الذرة Light Provides Information About The Atom

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

### الطيف الكهرومغناطيسي Electromagnetic Spectrum

ينتشر الضوء في الفراغ بسرعة ثابتة على شكل أمواج يُمكن وصفها عن طريق أطوالها الموجية وترددها؛ إذ تتفاوت هذه الأطوال الموجية تفاوتاً كبيراً، فبعضها يتناهي في الصغر مثل أشعة غاما، ويقاس بالأجزاء من المتر (النانومتر)، وبعض آخر أطواله كبيرة، وهو يقاس بالأمتار أو مئات الأمتار مثل أمواج الراديو والتلفاز. يُطلق على الضوء - في جميع أطواله الموجية وتردده - اسم **الطيف الكهرومغناطيسي** Electromagnetic Spectrum. والشكل (1) يُبين الأطوال الموجية والترددات المختلفة للطيف الكهرومغناطيسي.



### الفكرة الرئيسة:

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

### نتائج التعلم:

استكشفت الذرة، ومراحل تطورها.

### المفاهيم والمصطلحات:

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

الشكل (1): الطيف الكهرومغناطيسي.

10

ضوء الشمس، والأشعة السينية، وأمواج الراديو والميكروويف؛ وهو يضم الأمواج الضوئية بجميع أطوالها الموجية.

### استخدام الصور والأشكال:

وجّه الطلبة إلى دراسة الشكل (1)، وتحديد مكونات الطيف الكهرومغناطيسي، ثم أسألهم:

هل يوجد للأمواج الضوئية جميعها ألوان يُمكن تمييزها؟

لا؛ إذ توجد حزمة ضيقة من الأمواج لها ألوان يُمكن تمييزها، في ما يُعرف بالطيف المرئي. ويتراوح الطول الموجي لمنطقة الطيف المرئي بين 350 نانومتراً و800 نانومتر.

أما الكثير منها فلا يُمكن تمييزه بالعين، في ما يُعرف بالطيف غير المرئي.

### نظرية بور لذرة الهيدروجين

The Bohr Theory of the Hydrogen Atom

### تقديم الدرس

### الفكرة الرئيسة:

اكتب على اللوح الفكرة الرئيسة، ثم وضح للطلبة أن اكتشاف بنية الذرة وتركيبها تطوّر عبر سلسلة طويلة من الدراسات والأبحاث، تضافرت خلالها جهود العديد من علماء الفيزياء والكيمياء، ومن أبرز هؤلاء العلماء الفيزيائي نيلز بور الذي درس ذرة الهيدروجين وطيفها الذري. وهذا يشير إلى وجود عديد من الفرضيات والنماذج حاولت تفسير بنية الذرة وتركيبها.

### الربط بالمعرفة السابقة:

ذكر الطلبة بالنماذج التي درسوها عن تركيب الذرة وبنيتها، ثم اطلب إلى بعضهم رسم نماذج على اللوح لكل من النماذج الآتية، موضحين سبب رفضها: نموذج تامبسون، نموذج دالتون، نموذج رذرفورد.

وضح للطلبة أن هذه النماذج لم تتمكن من تفسير بنية الذرة وتركيبها وخصائصها، إلى أن اكتشفت ظاهرة التأثير الكهروضوئي التي فتحت الباب على مصراعيه لدراسة الضوء، وتعرف طبيعته، ودوره في تعرف تركيب الذرة وتوزيع الإلكترونات فيها؛ ما أدى إلى ظهور نماذج ونظريات جديدة حاولت تفسير بنية الذرة، مثل: نظرية بور، والنموذج الميكانيكي الموجي للذرة.

### التدريس

2

### المناقشة:

أخبر الطلبة أن الضوء هو المصدر الرئيس للمعلومات الحديثة عن بنية الذرة وتركيبها، وأنهم سيتعرفون في هذا الدرس الضوء، وأهم خصائصه (التردد، وطول الموجة)، ودوره في اكتشاف مكونات الذرة.

### بناء المفهوم:

### الطيف الكهرومغناطيسي.

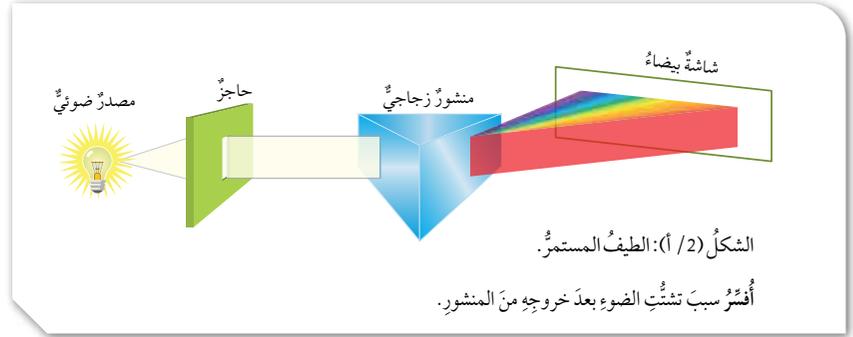
هو مدى واسع من الأمواج أو الأشعة التي تسير في الفضاء بسرعة ثابتة تساوي (3 × 10<sup>8</sup> m/s)، مثل:

ينقسم الطيف الكهر ومغناطيسي إلى قسمين، هما:

أ- الطيف المرئي **Visible Spectrum**: يُمثل هذا الطيف الضوء العادي (ضوء الشمس) الذي نشاهده في الفضاء، ويمكن للعين تمييزه، وهو ممدى ضيق من الأطوال الموجية في الطيف الكهر ومغناطيسي، يتراوح بين 350 نانومترًا و 800 نانومتر، ويظهر عند تحليل الضوء العادي أو ضوء الشمس خلال منشور زجاجي على شكل حزمة من الأشعة الملونة المتتابعة (الأطوال الموجية، والترددات) من دون ظهور حدود فاصلة واضحة بينها، وقد أطلق على هذه الحزمة اسم **الطيف المتصل، أو الطيف المستمر Continuous Spectrum** كما في الشكل (أ/2). من الأمثلة على الطيف المرئي قوس المطر الذي يظهر في السماء نتيجة تشتت حبات المطر لضوء الشمس كما في الشكل (ب/2).

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

الشكل (2/ب): قوس المطر.



11

### استخدام الصور والأشكال:

● وجه الطلبة إلى دراسة الشكل (2/أ)، ثم مقارنة شكل الطيف بنتائج تجربة الطيف الذري.

● اطرح على الطلبة السؤال الآتي:

- هل تختلف نتائج التجربة عن نتائج تحليل الضوء العادي الظاهرة في الشكل؟

لا، لا تختلف؛ إذ تتوافق نتائج هذه التجربة مع صورة الطيف الظاهر في الشكل.

● أخبر الطلبة أن الطيف المتصل (أو المستمر) الذي يقع في منطقة الضوء المرئي هو جزء من الطيف الكهر ومغناطيسي.

● اطلب إلى الطلبة إجابة السؤال الوارد أسفل الشكل (2/أ).

● استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى وجود علاقة بين تحلل الضوء وانكساره عند انتقاله بين وسطين مختلفين في الكثافة (تشتت الضوء) وألوان قوس المطر الظاهر في الشكل (2/ب)، الذي يتكون نتيجة انكسار الضوء عندما يمر بقطرات الماء المنتشرة في الهواء.

### المناقشة:

● اطرح على الطلبة السؤال الآتي:

- هل يمكنك رؤية الأمواج التي تصل إلى هاتفك الخلوي أو إلى التلفاز، وتنقل إليك الصور والمعلومات؟

ناقش الطلبة في إجاباتهم، ثم بين لهم أنه لا يمكن رؤية هذه الأمواج؛ لأنها غير مرئية.

● أخبر الطلبة أنه توجد أنواع عدة من الأمواج الضوئية غير المرئية التي تستخدم في الجهاز الخلوي والتلفاز والراديو والميكروويف، وأنها جزء من الأمواج الضوئية التي تمثل الضوء غير المرئي من الطيف الكهر ومغناطيسي، الذي يقع تحت الأشعة الحمراء وفوق الأشعة البنفسجية للمنطقة المرئية من الطيف، حيث يزيد طولها على 800 نانومتر، ويقل عن 350 نانومترًا كما في الشكل (1).

### إجابة سؤال الشكل (2/أ):

عندما ينتقل الضوء بين وسطين مختلفين في الكثافة (مثل: الماء، والهواء)، فإن الأطوال الموجية المختلفة تنكسر (تنحرف) عن مسارها بزوايا مختلفة، بناءً على تردد الإشعاع الضوئي وطوله؛ لذا يتشتت الضوء بعد خروجه من المنشور.

أجرى العالمان ماكس بلانك وألبرت آينشتاين تجارب عديدة لدراسة الضوء وتعرف طبيعته، أسفرت عن معرفة الطبيعة المزدوجة (موجية-مادية) للضوء، وانبعثت من الذرات بترددات محددة تسمى الكَم Quantum، أو الفوتونات Photons التي يحمل كل منها مقداراً محدداً من الطاقة يتناسب طردياً مع تردده، وهي تمثل الوحدات الأساسية المكونة للضوء. وقد عبر عنها بلانك بالعلاقة الآتية:

$$E = h\nu$$

حيث:

E: طاقة الفوتون.

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

$\nu$ : تردد الضوء.

أثبتت الدراسات الفيزيائية أن تردد الضوء يتناسب عكسياً مع طول موجته، وأنه يمكن التعبير عن ذلك بالعلاقة الآتية:

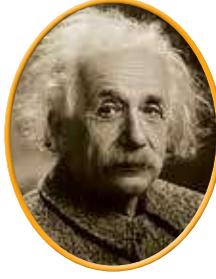
$$c = \lambda\nu$$

حيث:

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

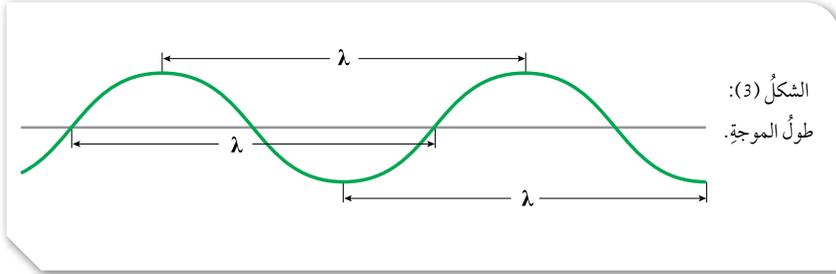


العالم ماكس بلانك.



العالم ألبرت آينشتاين.

طول الموجة (Wavelength  $\lambda$ ): المسافة الفاصلة بين قمتين متتاليتين، أو قاعين متتاليتين. وهي تقاس بالمتر، أو النانومتر. والشكل (3) يبين طول الموجة.



الشكل (3):

طول الموجة.

12

- وضح للطلبة أهمية دراسات بلانك وآينشتاين التي تناولت الضوء وطبيعته المزدوجة (موجية - مادية). وكذلك مفهوم الكم أو الفوتون وعلاقته بالذرة، مبيّنًا لهم علاقة طاقة الفوتون بتردده ورمزه (نيو  $\nu$ ).
- اكتب على اللوح تلك العلاقة، مبيّنًا للطلبة رموزها.
- وضح للطلبة العلاقة العكسية بين تردد الفوتون وطول موجته ورمزه (لامدا  $\lambda$ ).
- اكتب على اللوح تلك العلاقة، مبيّنًا للطلبة رموزها.

### استخدام الصور والأشكال:

- وجه الطلبة إلى دراسة الشكل (3)، ثم أسألهم:
  - أين تبدأ الموجة التي في الشكل؟
  - أين تنتهي هذه الموجة؟
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها، مبيّنًا لهم نقطة بداية الموجة ونهايتها على الشكل.
- اطرح على الطلبة السؤال الآتي:
  - ممّ تتكوّن الموجة؟
  - تكوّن الموجة من قمة وقاع متتالين.
- اطرح على الطلبة السؤال الآتي:
  - ما المقصود بطول الموجة؟
  - طول الموجة: المسافة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتالين.
- وضح للطلبة أن طول الموجة يقاس بالمتر، أو بأجزاء من المتر، مثل النانومتر الذي يساوي  $(10^{-9})$  متر.

### القضايا المشتركة ومفاهيمها العابرة للمناهج والمواد الدراسية



#### \* التفكير: التحليل

وضح للطلبة أهمية التحليل عند استكشاف العلاقة بين طول الموجة وترددها في الشكل (4)، إذ يعدّ التحليل مهارة مهمة يمكن توظيفها في الكثير من الأمور الحياتية. تُستخدم هذه المهارة في تحليل الرسوم، والأشكال، والمسائل، والنتائج، والبيانات المتعلقة بموضوع ما؛ للوصول إلى المعرفة، واستكشاف العلاقات بين المفاهيم المختلفة، أو القضية المراد دراستها.

#### نشاط سرّي مفهوم طول الموجة.

- استخدم نابض الأمواج لتشكيل أمواج مختلفة، بتحريك النابض على سطح الأرض يمينًا ويسارًا؛ بغية توضيح مفهوم طول الموجة للطلبة.

### ◀ المناقشة:

- اطلب إلى الطلبة إجابة السؤال الوارد أسفل الشكل (4).
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى أن الموجة العلوية تتضمن موجتين، وأن الموجة السفلية تحوي أربع موجات في الزمن نفسه؛ ما يعني أن تردد الموجة العلوية (2Hz)، وتردد الموجة السفلية (4Hz)؛ ذلك أن طول الموجة في الجزء العلوي أكبر منه في الجزء السفلي، وهذا يعني أنها ذات تردد أقل.

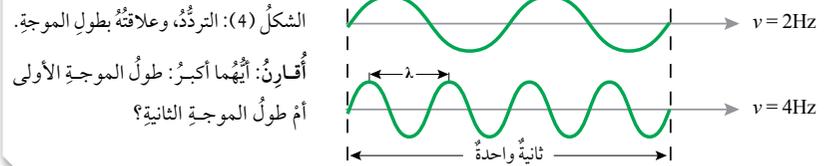
### ◀ بناء المفهوم:

#### الذرة المثارة.

- اشرح على الطلبة السؤالين الآتيين:
  - ما الذي قد يحدث للذرة في حال اكتسبت كمية الطاقة؟ عند تعرض الذرة للطاقة، فإن إلكتروناتها تكتسب هذه الطاقة، ثم تنتقل من المستوى الموجودة فيه إلى مستويات أعلى من الطاقة أبعد عن النواة.
  - هل تكون الذرة أكثر استقرارًا في حالة الطاقة العليا أم الطاقة الدنيا؟
- تكون الذرة أكثر استقرارًا في حالة الطاقة الدنيا. وعند تعرض ذرات العنصر للحرارة، فإنها تمتص الطاقة عن طريق إلكتروناتها؛ ما يؤدي إلى انتقالها (أو بعضها) إلى مستويات أعلى من الطاقة، ويجعل الذرة في حالة عدم استقرار، فتوصف الذرة بأنها مثارة.
- وضح للطلبة أن هذه الإلكترونات لا تستقر في المستويات التي انتقلت إليها في الذرة المثارة، وأنها تبدأ العودة إلى حالة الاستقرار في مستوياتها الأصلية فافدة كميات الطاقة التي امتصتها على شكل أمواج ضوئية، بعضها مرئي، وبعضها الآخر غير مرئي، في ما يُعرف بالطيف الذري.

### ◀ استخدام الصور والأشكال:

- وجه الطلبة إلى دراسة طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين في الشكل (5).
- وضح لهم أن هذا الطيف يُسمى طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين، وأن لكل ذرة طيف انبعاث خاصًا بها يميزها عن غيرها من الذرات، ويختلف باختلاف تركيب الذرة ومستويات الطاقة فيها.
- اشرح على الطلبة السؤالين الآتيين:
  - للذرة طيف انبعاث، فهل لها أيضًا طيف امتصاص؟ نعم، لكل ذرة طيف امتصاص.
  - كيف يظهر طيف امتصاص الذرة؟ يظهر هذا الطيف على شكل خطوط معتمة في الطيف المرئي بمواقع الطول الموجي الذي امتصته الذرة.

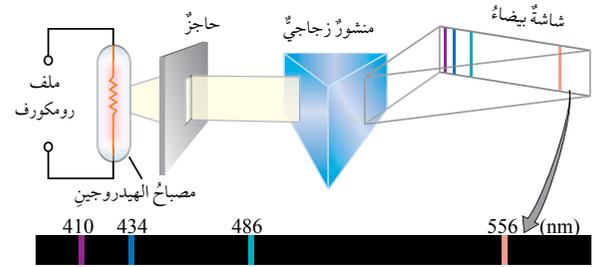


**التردد (ν) Frequency:** عدد الموجات التي تمر بنقطة في ثانية، وهو يقاس بالهيرتز (Hz)، ويتناسب عكسيًا مع طول الموجة. والشكل (4) يُبين التردد، وعلاقته بطول الموجة.

### الطيف الذري Atomic Spectrum

لاحظ العلماء أن ذرات العنصر تكتسب طاقة عند تسخينها، فتصبح في حالة عدم استقرار، في ما يُعرف باسم **الذرات المثارة Exited Atoms**، وأن الذرة لا تعود إلى حالة الاستقرار إلا بعد فقدانها الطاقة على شكل أمواج ضوئية. وقد توقع العلماء أن يكون الضوء الصادر عن هذه الذرات متصلًا. ولكن عند تحليل الضوء الصادر عن الذرات المثارة، مثل ضوء مصباح الصوديوم، أو ضوء مصباح الهيدروجين، تبين أنه يظهر على شكل عدد من الخطوط الملونة المتباعدة، التي يمتاز كل منها بطول موجة وتردد خاصين به، في ما يُعرف باسم الطيف المنفصل، أو **الطيف الخطي Line Spectrum**، ويُعرف أيضًا باسم **طيف الانبعاث الخطي Line Emission Spectrum**. والشكل (5) يُبين الطيف الخطي لذرة الهيدروجين.

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



13

### إجابة سؤال الشكل (4):

الموجة الأولى هي الأطول.

### ◀ استخدام الصور والأشكال:

- وجه الطلبة إلى دراسة الشكل (4) لتعرف تردد الموجة، ثم اسألهم:
  - ما عدد الأمواج في الجزء العلوي والجزء السفلي من الشكل؟
  - ما عدد الموجات التي تمر بنقطة محددة في الزمن نفسه؟
- استمع لإجابات الطلبة كلها، مؤكِّدًا الإجابة الصحيحة عن طريق عدّ الأمواج في كل جزء من الرسم.
- أخبر الطلبة أن التردد هو عدد الموجات التي تعبر نقطة محددة في وحدة الزمن، وأن وحدة قياسه هي الهيرتز (Hz)، وأنه يُمكن قياسه بالكيلوهرتز (KHz) الذي يساوي  $10^3$  هيرتز، أو بالمegahيرتز (MHz) الذي يساوي  $10^6$  هيرتز.

## استخدام الصور والأشكال:

• وجه الطلبة إلى دراسة الشكل (6)، ثم المقارنة بين طيف الامتصاص وطيف الانبعاث لذرة الليثيوم، ثم مقارنة ذلك بالطيف المرئي.

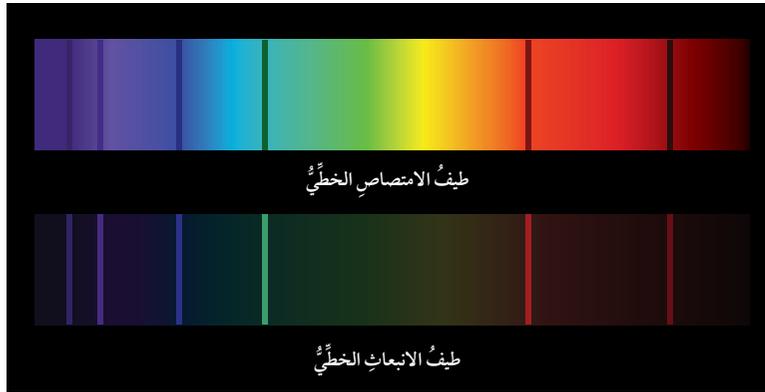
• وضح للطلبة أن الخطوط السوداء أو المعتمة الظاهرة في مطابقة طيف الامتصاص لذرة الليثيوم بالطيف المرئي تمثل الأطوال الموجية (الألوان) التي امتصتها ذرات الليثيوم، وأنه عند مقارنة ذلك بطيف الانبعاث لذرة الليثيوم يتبين أن الأطوال الموجية الممتصة تطابق تلك التي في طيف الانبعاث للذرة. وهذا يعني أن الأطوال الموجية التي تمتصها الذرة هي الأطوال الموجية المنبعثة نفسها.

## المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

يعتقد بعض الطلبة خطأً أن الطيف الذري يتكوّن فقط من الأطوال الموجية التي تظهر من تحليل الضوء الصادر عن الذرات المثارة في منطقة الضوء المرئي. والحقيقة أن الطيف الذري يتكوّن من عدّة أطوال موجية صادرة عن الذرة التي تقع في منطقة الضوء المرئي وغير المرئي، غير أن ما يمكن تمييزه بالعين هو جزء من الأمواج يظهر في منطقة الضوء المرئي. أما الأطوال الموجية الأخرى فيمكن تعرّفها عن طريق تأثيرها في الألواح الفوتوغرافية مثل ألواح صور الأشعة.

عند تحوّل ذرات العنصر إلى ذرات مثارة، فإنها تكتسب طاقةً على شكل إشعاعات ذات ترددات وأطوال موجية محدّدة، تُسمّى طيف الامتصاص الخطّي، الذي يُمكن تعرّفه بإمرار طيف مستمر (طيف الشمس مثلاً) خلال بخار أحد العناصر، فتمتصّ ذرات العنصر الخطوط الطيفية الخاصة بها؛ ما يُظهر طيف الامتصاص في المطياف على شكل خطوط معتمة سوداء (مناطق الامتصاص)، وعند مقارنتها بطيف الانبعاث للعنصر نفسه يُمكن التنبؤ بها؛ فهي تُشبه طيف الانبعاث للعنصر نفسه من حيث الترددات، والأطوال الموجية، ولكنها تكون على شكل خطوط معتمة، في حين تكون خطوط طيف الانبعاث على شكل خطوط مضيئة ملونة. ويُمثّل الشكل (6) مقارنة بين طيف الامتصاص الخطّي وطيف الانبعاث الخطّي لذرات عنصر الليثيوم.

يعدّ طيف الانبعاث الخطّي مميّزاً للعنصر (مثل بصمة الإصبع للإنسان)؛ إذ أثبتت دراسات التحليل الكيميائي (اختبار اللهب) أن لكل عنصر طيفاً خطياً خاصاً به يُميّزه من الطيف الخطّي لأي عنصر آخر. فللصوديوم - مثلاً - طيف أصفر اللون، وللبيوتاسيوم لون بنفسجي، وللباريوم لون أخضر مُصفرّ.



الشكل (6): مقارنة طيف الامتصاص بطيف الانبعاث الخطّي لذرات عنصر الليثيوم.

## القضايا المشتركة ومفاهيمها العابرة للمناهج والمواد الدراسية

\* التفكير: التأمل والتساؤل.

وجه الطلبة إلى تأمل الأشكال والرسوم والصور؛ لاستنتاج المعرفة، واستكشاف العلاقات بين المفاهيم المختلفة، مُبيّنًا لهم أن التساؤلات هي أساس استكشاف المعرفة.

**أفكر** بسبب اختلاف تركيب الذرة وبنيتها من عنصر إلى آخر، واختلاف عدد البروتونات، ومستويات الطاقة، وكيفية توزيع الإلكترونات فيها.

✓ **أتحقق:** الطيف المتصل ينتج من تحليل الضوء العادي أو ضوء الشمس خلال منشور زجاجي على شكل حزمة من الأشعة الملونة المتتابعة من دون ظهور حدود فاصلة واضحة بينها. أما الطيف المنفصل فينتج من تحليل الضوء الصادر عن الذرات المثارة، مثل ضوء مصباح الصوديوم، أو ضوء مصباح الهيدروجين، ويظهر على شكل عدد من الخطوط الملونة المتباعدة، التي يمتاز كل منها بطول موجة، وتردد خاص به.

## التجربة 1

### اختلاف طيف الانبعاث للفلزات المختلفة

**الهدف:** تمييز الأطياف الذرية لبعض العناصر.

زمن التنفيذ: 15 دقيقة.

#### إرشادات السلامة:

- اتباع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
  - إشعال عود الثقاب أو الولاعة قبل فتح غاز بنسن.
  - عدم لمس حمض الهيدروكلوريك، أو استنشاق بخاره.
- المهارات العلمية:** التمييز، الملاحظة، الاستنتاج.
- المواد البديلة:** أعواد التنظيف القطنية للأذن إذا لم يتوافر سلك بلاتين.

#### الإجراءات والتوجيهات:

- جهّز المواد والأدوات اللازمة قبل وصول الطلبة إلى المختبر، ويُفضّل أن تُنفذ التجربة وحدك في يوم سابق.
- ورّع الطلبة إلى مجموعات، ثم اطلب إليهم الالتزام بالخطوات المتسلسلة لتنفيذ التجربة.
- تجوّل بين أفراد المجموعات مُوجّهاً ومُرشدًا ومُساعدًا.
- وضح لهم هدف كل خطوة في أثناء التنفيذ، مُبيّنًا أنه يجب تحديد اللون عند بداية الاحتراق، وتأكّد أنّهم لاحظوا لون اللهب بدقة، ودوّنوه. اطلب إلى الطلبة الرجوع إلى ورقة عمل التجربة في كتاب الأنشطة والتجارب العملية.

صيغة الملح	CuCl	CaCl <sub>2</sub>	KCl	LiCl	NaCl
الفلز	Cu (I)	Ca	K	Li	Na
لون طيف الفلز	أزرق	برتقالي	بنفسجي باهت	أحمر وردي	أصفر

يُذكر أنّ الطيف الذري يُستخدم على نطاق واسع في التحليل الكيميائي لتعرّف العناصر المُكوّنة للمركّبات والمواد المختلفة، وكذلك في مجال التحليل الطبية، والصناعية، والزراعية، وغيرها، وهو يُعدّ الأساس الذي قامت عليه نظرية بور لذرة الهيدروجين.

**أفكر:** لماذا يختلف الطيف الذري من عنصر إلى آخر؟

✓ **أتحقق:** أقرّن بين الضوء الذي يظهر في الطيف المتصل والضوء الذي يظهر في الطيف المنفصل.

## التجربة 1

### اختلاف طيف الانبعاث للفلزات المختلفة

4- **أجرب، أطبق:** أغمس سلك البلاتين في الماء المُقطّر، ثم أغمسه في كلوريد الصوديوم ليُنقَط بعض الملح.  
5- **الأحظ:** أضغ سلك البلاتين على اللهب لحرق الملح. ما لون الطيف الذي أشاهده؟ أدوّن إجابتي في جدول.  
6- **أطبق:** الخطوات السابقة على جميع الأملاح الأخرى التي ورد ذكرها أنفاً، مدوّنًا في الجدول لون الطيف في كلّ مرّة.

#### التحليل والاستنتاج:

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

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

#### إرشادات السلامة:

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

#### خطوات العمل:

- 1- أضغ في كلّ زجاجة ساعة كمّيّة قليلة من أحد الأملاح.
- 2- أشعل موقد بنسن، ثم أتركه قريبًا من مكان تنفيذ الإجراءات.
- 3- **أجرب، أطبق:** أغمس سلك البلاتين في محلول حمض الهيدروكلوريك لتنظيفه من أي عوالق، ثم أضغه على اللهب بضع ثوانٍ.

### التحليل والاستنتاج:

1. نعم، يختلف.
  2. كلما أصبح لون الطيف مائلًا إلى اللون الأزرق كانت طاقته أعلى.
  3. ستتوّج إجابات الطلبة، وتتعدّد، ويُمكن قبول إجاباتهم الآتية:
- اختلاف تركيب الذرات، اختلاف أعدادها الذرية، اختلاف عدد إلكتروناتها، اختلاف طاقة المستويات، أو مستويات الطاقة فيها.

استراتيجية التقويم: التقويم المعتمد على الأداء. أداة التقويم: قائمة رصد.

الرقم	معايير الأداء	نعم	لا
1	يأخذ كميات مناسبة من الاملاح.		
2	ينظف سلك البلاتين بالحمض والماء بعد كل استخدام.		
3	يميز لون الاحتراق لكل عنصر.		
4	ينظم النتائج التي يتوصل اليها.		
5	يفسر النتائج بالاستناد الى اسس علمية.		

## ◀ المناقشة:

- وضح للطلبة أهم النماذج التي حاولت تفسير بنية الذرة وتركيبتها، ثم اسألهم:
  - ما أهم فروض نظرية رذرفورد؟
  - لا تستبعد أيًا من إجابات الطلبة، وذكرهم بفروض نظرية رذرفورد، ثم اسألهم:
    - ما سبب فشل نظرية رذرفورد؟
    - ناقش الطلبة في سبب فشل نظرية رذرفورد، بحسب قوانين الفيزياء، مبيّنًا لهم تعارضها مع ثبات الذرة وبقائها.
- وضح للطلبة أن ما توصل إليه العالمان بلانك وآينشتاين عن الطبيعة المزدوجة للضوء، وانبعث الطاقة من الذرة في صورة فوتونات؛ يمثّل الأساس الذي بنى عليه العالم نيلز بور فرضيته؛ إذ تمكّن من تفسير طيف الانبعاث للذرة الهيدروجين، وحساب طاقة الإشعاع المنبعث منها، وحساب طاقة المستويات فيها.

## ◀ استخدام الصور والأشكال:

- وجّه الطلبة إلى دراسة الشكل (7)، ثم اطلب إليهم تحديد طاقة كل مستوى في ذرة الهيدروجين.
- ناقش الطلبة في إجاباتهم لاستنتاج الافتراض الأول لنظرية بور للذرة الهيدروجين، مبيّنًا لهم العلاقة التي يُمكن بها حساب طاقة المستوى في هذه الذرة.
- اطلب إلى الطلبة إجابة السؤال الوارد أسفل الشكل (7).
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها.

## ◀ المناقشة:

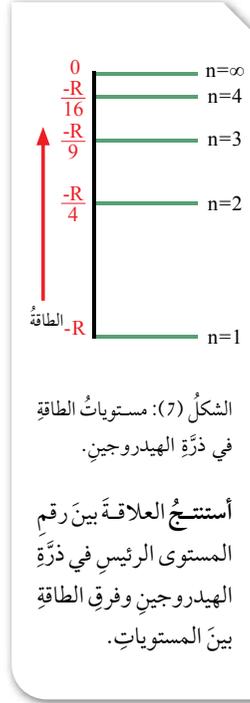
- ا طرح على الطلبة السؤال الآتي:
  - كيف يُمكن نقل الإلكترون من المستوى الأول إلى مستوى آخر في ذرة الهيدروجين؟
  - استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أنه يُمكن نقل الإلكترون من المستوى الموجود فيه إلى مستوى طاقة أعلى إذا أكسبناه طاقة لتصبح طاقته مساوية لطاقة المستوى الذي سينتقل إليه. وفي المقابل، فإنّه سيفقد طاقة إذا انتقل من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل، مبيّنًا لهم أن هذا هو مضمون الفرض الثاني في ذرة نظرية بور.

## Bohr's Postulates Theory فرضيات نظرية بور

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

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

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



1 امتلاك الإلكترون مقدارًا محددًا من الطاقة يساوي طاقة المستوى الموجود فيه؛ ما يشير إلى وجود مستوياتٍ محددةٍ للطاقة Energy Levels توجد فيها الإلكترونات، وتُعرف باسم المستويات الرئيسية للطاقة، ويرمزُ إليها بالرمز (n)، وتُستخدمُ فيها الأعداد (1,2,3,4.....∞). ويُبيّن الشكل (7) مستويات الطاقة في ذرة الهيدروجين. يُمكن إيجاد طاقة المستوى الذي يوجد فيه الإلكترون باستخدام العلاقة الآتية:

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

حيث:

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

n: رقم المستوى الذي يوجد فيه الإلكترون.

16

## إجابة سؤال الشكل (7):

كلما زاد رقم المستوى الرئيس (n) زادت طاقته، وأصبحت المستويات أكثر قربًا من بعضها، وقلّ فرق الطاقة بينها.

## توظيف التكنولوجيا

ابحث في المواقع الإلكترونية الموثوقة عن مقاطع فيديو تعليمية، أو عروض تقديمية جاهزة عن نظرية بور للذرة الهيدروجين، علمًا بأنه يُمكنك إعداد عروض تقديمية تتعلّق بموضوع الدرس.

شارك الطلبة في هذه المواد التعليمية عن طريق الصفحة الإلكترونية للمدرسة، أو تطبيق التواصل الاجتماعي (الواتس آب)، أو إنشاء مجموعة على تطبيق (Microsoft teams)، أو استعمل أيّ وسيلة تكنولوجية مناسبة بمشاركة الطلبة وذويهم.

- اطلب إلى أفراد كل مجموعة كتابة ملخص لما توصلت إليه المجموعة.
- ادرّ نقاشاً عن نتائج المجموعات، وقارب بينها وبين فروض نظرية بور لذرة الهيدروجين.
- وضح للطلبة أنّ فرق الطاقة الناتج من عودة الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل في ذرة الهيدروجين المثارة؛ ينبعث على شكل فوتونات، لكل منها طاقة وتردد خاصان به، وأنّه يُمكن حساب طاقة الفوتون (فرق الطاقة) باستخدام العلاقة الرياضية الآتية:

$$\Delta E = E_2 - E_1$$

### المناقشة:

- يُمكن حساب طاقة الفوتون باستخدام العلاقة الرياضية الآتية:

$$\Delta E = E_f - E_i$$

$$E_i = \frac{-R_H}{n_i^2}, E_f = \frac{-R_H}{n_f^2}$$

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

يُمكن إعادة ترتيب هذه العلاقة لتصبح على النحو الآتي:

$$\Delta E = -R_H \left( -\frac{1}{n_i^2} + \frac{1}{n_f^2} \right)$$

- لتسهيل عملية الحساب، يُمكن إعادة ترتيب العلاقة لتصبح على النحو الآتي:

$$\Delta E = -R_H \left( -\frac{1}{n_i^2} + \frac{1}{n_f^2} \right)$$

حيث:

$n_1$ : مستوى الطاقة الأقرب إلى النواة.

$n_2$ : مستوى الطاقة الأبعد عن النواة.

بضرب العلاقة في إشارة سالب، تنتج قيم موجبة لمقدار فرق الطاقة، وتصبح العلاقة على النحو الآتي:

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

- وضح للطلبة أنّه يُمكن حساب طاقة الإشعاع الذي تمتصه ذرة الهيدروجين، أو الإشعاع الصادر عنها عند انتقال الإلكترون بين مستوياتها، باستخدام العلاقة الآتية:

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

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

a - اكتساب إلكترون ذرة الهيدروجين الموجود في المستوى الأول مقداراً مُحدداً من الطاقة؛ ما يسمح له بالانتقال من المستوى الذي يوجد فيه إلى مستوى طاقة أعلى.

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

وبهذا يُمكن بور من تفسير الطيف الخطّي لذرة الهيدروجين؛ إذ يكون فيها الإلكترون - في حالة الاستقرار - في مستوى الطاقة الأدنى ( $n=1$ )، ثمّ يقفز إلى مستوى طاقة أعلى عند اكتسابه مقداراً مُحدداً من الطاقة، فتصبح الذرة في حالة عدم استقرار، وتوصف بأنها ذرة مثارة، ولكن سرعان ما يعود الإلكترون إلى حالة الاستقرار من جديد؛ بفقدانه مقداراً مُحدداً من الطاقة (الفوتونات) على شكل إشعاعات ضوئية، لكل منها طول موجة خاص به. يُمكن حساب فرق الطاقة بين المستويين اللذين انتقل بينهما الإلكترون باستخدام المعادلة الآتية:

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

حيث:

$n_2$ : المستوى الذي انتقل إليه الإلكترون.

$n_1$ : المستوى الذي انتقل منه الإلكترون.

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

وبتعمير طاقة المستوى في العلاقة السابقة، فإن:

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

يُمكن إعادة ترتيب هذه العلاقة للحصول على قيمة موجبة لفرق الطاقة، بحيث تصبح على النحو الآتي:

حيث:

$n_1$ : مستوى الطاقة الأقل.

$n_2$ : مستوى الطاقة الأعلى.

### طريقة أخرى للتدريس

استراتيجية التدريس: التعلّم التعاوني (العمل في مجموعات).

- جهّز ورقة عمل مرسوم فيها سلّم منزلي، ثم رّم درجات السلّم تصاعدياً، ثم ضمّن ورقة العمل مجموعة منظمة من الأسئلة الموجهة، مثل:
  - إذا بدأت صعود السلّم، فماذا يحدث لطاقة وضعك؟ لماذا؟
  - عند أيّ درجة على السلّم تكون طاقة وضعك أكبر ما يمكن؟
  - ماذا يحدث لطاقة وضعك عندما تعود إلى الدرجة الأولى؟ ما التغيّر الذي يحدث لطاقة الوضع؟
  - هل يُمكنك حساب الفرق في طاقة الوضع بين كل درجتين تنتقل بينهما؟ اقترح علاقة لحساب هذا الفرق.

- وزع الطلبة إلى مجموعات، ثم ووزّع على كل مجموعة نسخة ورقة العمل.

- اطلب إلى أفراد كل مجموعة مناقشة الأسئلة الواردة في الورقة وإجاباتها، في 10 دقائق.

## استخدام الصور والأشكال:

• وجّه الطلبة إلى دراسة الشكل (8)، ثم اسألهم:  
- أيّ الإشعاعات الصادرة عن ذرّة الهيدروجين يعطي طبقاً مرئياً؟

• استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أنّ عودة الإلكترون من المستوى السادس إلى المستوى الأول يحدث في نقلات عدّة، يُرافق كلّاً منها انبعاثات إشعاعية، بعضها يكون في منطقة الضوء المرئي الذي يتراوح طول موجته بين 350 نانومتراً و 800 نانومتر.

• أخبر الطلبة أنّه يُمكن معرفة عدد خطوط الطيف المحتملة أو عدد النقالات بحساب مفكوك الفرق بين رقم المستويين اللذين انتقل بينهما الإلكترون. فمثلاً، إذا انتقل الإلكترون من المستوى الرابع إلى المستوى الأول، فإنّ عدد خطوط الطيف المحتملة يساوي مفكوك الرقم (3)، وهو:  $6 = 1 + 2 + 3$   
- حلّ المثال (1)، ثم حلّ المثال الآتي:

## مثال إبداعى

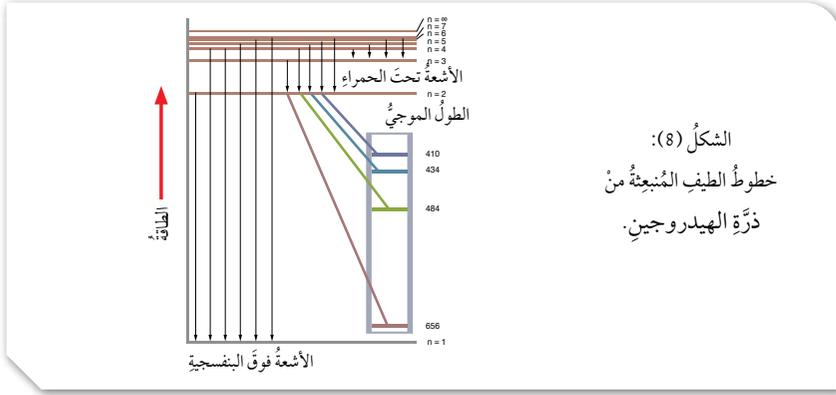
احسب طاقة المستوى الثالث في ذرّة الهيدروجين.

التحليل: المستوى الثالث؛ أي:  $n = 3$

المطلوب: حساب طاقة المستوى.

## الحل:

$$E_n = \frac{-R_H}{n^2} = -\frac{2.18 \times 10^{-18}}{3^2} = -0.242 \times 10^{-18} \text{ J}$$



الشكل (8):  
خطوط الطيف المُنبعث من  
ذرّة الهيدروجين.

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

## تحقق:

1- أحسب طاقة كلّ من المستوى الأول، والثاني، واللانهائي ( $\infty$ ) في ذرّة الهيدروجين.

2- تحفيز: ما تردّد الضوء المُنبعث من ذرّة هيدروجين مثارة في

المستوى الرابع عند عودتها إلى حالة الاستقرار؟

## المثال 1

أحسب طاقة المستوى الرابع في ذرّة الهيدروجين.

## الحل:

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

$$E_4 = \left( -\frac{2.18 \times 10^{-18}}{4^2} \right)$$

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

18

2- التحليل: حالة الاستقرار تعني المستوى الأول. ولحساب تردّد فوتون الضوء المُنبعث من ذرّة في هذه الحالة، يجب إيجاد فرق الطاقة بين المستويين الرابع والأول، ثم حساب التردّد باستخدام علاقة بلانك:  $(E = h \cdot \nu)$ .

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

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

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

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

حساب التردّد:

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{2.04 \times 10^{-18} \text{ J}}{6.63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}} = 0.307 \times 10^{16} \text{ s}^{-1}$$

## تحقق:

1- طاقة المستوى الأول:  $(n = 1)$

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

$$E_1 = \left( -\frac{2.18 \times 10^{-18}}{1^2} \right) = -2.18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

• طاقة المستوى الثاني:  $(n = 2)$

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

$$E_2 = \left( -\frac{2.18 \times 10^{-18}}{2^2} \right) = -0.545 \times 10^{-18} \text{ J}$$

• طاقة مستوى اللانهائية:  $(n = \infty)$

$$E_\infty = \left( -\frac{2.18 \times 10^{-18}}{\infty^2} \right) = \text{صفرًا}$$

احسب طاقة الإشعاع المنبعثة من ذرة الهيدروجين المثارة عند عودة الإلكترون من المستوى الثالث إلى المستوى الثاني.

التحليل:  $n_2 = 3$  ,  $n_1 = 2$

المطلوب: حساب فرق الطاقة بين المستويين الذي يُمثل طاقة الإشعاع الصادر.

**الحل:**  

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

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left( \frac{1}{4} - \frac{1}{9} \right)$$

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left( \frac{5}{36} \right) = 3.03 \times 10^{-19} \text{ J}$$

## مراجعة الدرس

4 أ - 
$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left( \frac{25}{9} - \frac{9}{25} \right)$$

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left( \frac{16}{225} \right) = 0.155 \times 10^{-18} \text{ J}$$

ب - بالرجوع إلى طيف ذرة الهيدروجين، نبحث عن خط الطيف، فنجد أنه يقع ضمن الطيف غير المرئي. ويمكن حساب طول موجة الإشعاع الصادر، والتحقق من ذلك.

5 للوصول إلى استنتاج صحيح، نُطبّق العلاقات الرياضية المتعلقة بطاقة الإشعاع، ونحسب رقم المستوى المجهول،

حيث:  

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

$$1.93 \times 10^{-18} = 2.18 \times 10^{-18} \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$\frac{1.93 \times 10^{-18}}{2.18 \times 10^{-18}} = \left( 1 - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$0.89 - 1 = - \frac{1}{n^2}$$

$$n^2 = \frac{1}{0.11} = 9 \rightarrow n = 3$$

## المثال 2

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

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

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

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

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

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

## مراجعة الدرس

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

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

3 - أوّضح: ما المقصود بالطيف الذريّ؟

4 - أجب بما يأتي:

- أ - أحسب طاقة موجة الضوء المنبعثة من ذرة الهيدروجين المثارة عند عودة الإلكترون من المستوى الخامس إلى المستوى الثالث.
- ب - أحدد موقع هذا الخط ضمن طيف ذرة الهيدروجين.
- 5 - أستنتج: إذا كانت طاقة الإشعاع المنبعثة من ذرة هيدروجين مثارة عند عودتها إلى حالة الاستقرار ( $1.93 \times 10^{-18} \text{ J}$ )، فما رقم مستوى الطاقة الأعلى؟

1 استند بور إلى نتائج دراسات بلانك وآينشتاين عن الضوء التي تمثّلت في ما يأتي:

- أ - للضوء طبيعة مزدوجة (موجية-مادية).
- ب - انبعاث الضوء من الذرات في صورة فوتونات ذات طاقة وتردد محددين.
- وقد تضمّنت فرضيته بندين أساسيين، هما:
- امتلاك الإلكترون مقدارًا محددًا من الطاقة، يتحدّد بالمستوى الموجود فيه.
  - تغيير طاقة الإلكترون في الذرة عند انتقاله من مستوى طاقة إلى آخر، على النحو الآتي:
- أ - اكتساب الإلكترون مقدارًا محددًا من الطاقة، يسمح له بالانتقال إلى مستوى طاقة أعلى.
- ب - انبعاث الضوء من الذرة في صورة وحدات من الطاقة (الكَم) عند انتقال الإلكترون إلى مستوى طاقة أقل.

2 الطيف المرئي: الضوء الأصفر، الأشعة الزرقاء.

الطيف غير المرئي: الأشعة تحت الحمراء، أمواج الراديو، الأشعة فوق البنفسجية.

3 مجموعة الأمواج الضوئية التي تصدر عن ذرات العناصر، ويقع بعضها في منطقة الضوء المرئي، ويقع بعضها الآخر في منطقة الضوء غير المرئي.

Wave Mechanical Theory النظرية الميكانيكية الموجية

تمكّن بور من تفسير الطيف الذري للهيدروجين، لكنّه لم يتمكن من تفسير أطيف ذرات العناصر الأخرى؛ لذا توالت تجارب العلماء لمعرفة طبيعة الإلكترون. وقد توصل العالم الفرنسي دي برولي De Broglie إلى وجود خصائص مزدوجة للإلكترون (موجية-مادية)، ثم وضع العالم النمساوي شرودينجر Schrodinger تصوّرًا جديدًا عن حركة الإلكترون الموجية حول النواة، سمّاه النموذج الميكانيكي الموجي للذرة، وأشار إلى أنّ أكبر احتمال لوجود الإلكترون هو في منطقة حول النواة تُشبه السحابة، أطلق عليها اسم **الفلك Orbital** كما في الشكل (9).

وبذلك وضع شرودينجر معادلة رياضية سمّيت المعادلة الموجية Wave Equation، ونتج من حلّها ثلاثة أعداد عُرفت باسم **أعداد الكم Quantum Numbers**.

الفكرة الرئيسة:

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

نتائج التعلم:

• استكشفت الذرة، ومراحل تطورها.  
• استدل على الصفات المميزة للعناصر عن طريق أعداد الكم الأربعة.

المفاهيم والمصطلحات:

الفلك Orbital.

المعادلة الموجية Wave Equation.

أعداد الكم Quantum Numbers.

مبدأ الاستبعاد لبولي

Pauli Exclusion Principle

الشكل (9): نموذج السحابة الإلكترونية.

20

النموذج الميكانيكي الموجي للذرة

The Wave mechanical model of the atom

1 تقديم الدرس

الفكرة الرئيسة:

اقرأ فكرة الدرس الرئيسة، أو اكتبها على اللوح، مُبيّنًا للطلبة أنّه يُمكن وصف الإلكترون وحركته في الذرة باستخدام أعداد الكم.

الربط بالمعرفة السابقة:

مهّد للدرس بمراجعة الطلبة في فروض نظرية بور، والطبيعة المزدوجة للضوء.

2 التدريس

المناقشة:

اطرح على الطلبة السؤال الآتي:

- ما جوانب الشك في نظرية بور؟

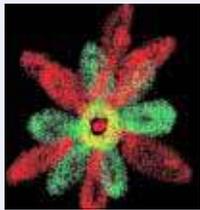
استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها، مُبيّنًا أنّها لم تتمكن من تفسير الطيف الذري لذرات العناصر عديدة الإلكترونات؛ لذا استمر البحث في تركيب الذرة وسلوكها الكيميائي، وأدّى ذلك إلى اكتشاف العالم دي برولي طبيعة الإلكترون المزدوجة، فضلًا عمّا توصل إليه آيرون شرودينجر عن النموذج الميكانيكي الموجي للذرة، والمعادلة الميكانيكية الموجية (معادلة شرودينجر) التي نتج من حلها أعداد الكم، وأصبح ممكنًا وصف موقع الإلكترون في الذرة.

استخدام الصور والأشكال:

وجّه الطلبة إلى دراسة الشكل (9)، ثم اطرح عليهم السؤالين الآتيين: أين تتركز الكثافة النقطية؟ ماذا يعني ذلك؟

- أخبر الطلبة أنّ الكثافة النقطية تتركز حول المركز، وأن أكثر المناطق كثافة تمثّل أكثرها احتمالًا لوجود الإلكترون، في ما يُعرف بالفلك.

إضاءة للمعلم



استطاع شرودينجر بعد سلسلة من الدراسات والأبحاث أن يضع معادلة تفاضلية تصف تغيّر الحالة الموجية المادية للذرة، وتمكّن من وصف احتمالية وجود الإلكترون في موقع معين حول النواة، في ما يُعرف بمفهوم السحابة الإلكترونية، أو النموذج الميكانيكي الموجي، الذي ينص على أنّ لكل المواد خصائص مرتبطة بدالة موجية. وبناءً على ذلك، يُمكن تصوّر الموقع الذي يُحتمل وجود الإلكترون فيه على شكل سحابة تحيط بالنواة، وكلّما زادت كثافة هذه السحابة زاد احتمال وجود الإلكترون، وكلّما قلّ احتمال وجود الإلكترون قلّت كثافة السحابة. يُطلق على المناطق ذوات الكثافة العليا اسم الأفلاك؛ إذ إنّها تُعدّ أكثر الأماكن احتمالًا لوجود الإلكترون. عند النظر إلى مجموعة الأفلاك في الذرة (في بُعد مجسم ثلاثي)، فإنّ الذرة تظهر على شكل زهرة، تُمثّل التفرّعات الناتجة منها الأفلاك الذرية.

## أعداد الكم Quantum Numbers

### عدد الكم الرئيسي (n) Principal Quantum Number

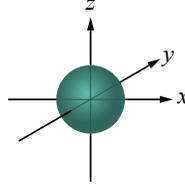
يُمثل عدد الكم الرئيسي مستوى الطاقة الرئيس، ومُعدّل بُعده عن النواة، وتكون قيمته صحيحة موجبة ( $n=1,2,3,4,\dots,\infty$ ). فالمستوى الرئيس الأول ( $n=1$ ) -مثلاً- هو الأقرب إلى النواة، وأقل المستويات طاقةً، وكلما ازدادت قيمة ( $n$ ) ازداد بُعد المستوى عن النواة، وازداد حجمه وطاقته. وبذلك، فإن عدد الكم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

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

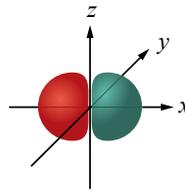
### عدد الكم الفرعي (l) Lateral Quantum Number

يتكوّن مستوى الطاقة الرئيس ( $n$ ) من مستويات طاقة فرعية، عددها يساوي رقم المستوى ( $n$ ). فالمستوى الرئيس الأول ( $n=1$ ) يتكوّن من مستوى فرعي واحد يُرمز إليه بالحرف (s)، والمستوى الرئيس الثاني ( $n=2$ ) يتكوّن من مستويين فرعيين يُرمز إليهما بالحرفين: (p و s)، والمستوى الرئيس الثالث ( $n=3$ ) يتكوّن من ثلاثة مستويات فرعية يُرمز إليها بالأحرف: (d و p و s)، والمستوى الرئيس الرابع ( $n=4$ ) يتكوّن من أربعة مستويات فرعية يُرمز إليها بالأحرف: (f و d و p و s). يُذكر أنّ لمستويات الطاقة الفرعية ( $l$ ) قيمًا تتراوح بين 0 و ( $n-1$ )؛ فقيمة المستويات الفرعية الآتية هي: ( $s=0$ )، ( $p=1$ )، ( $d=2$ )، ( $f=3$ ). لعدد الكم الفرعي ( $l$ ) خاصية تحديد الشكل العام للفلّك. فالمستوى الفرعي (s) كروي الشكل، وأفلاك المستوى الفرعي (p) شكلها ( $\infty$ )، أما أشكال المستويين (d و f) فهي أكثر تعقيدًا. ويبيّن الشكل (10/أ، ب، ج) أشكال أفلاك المستويات الفرعية: (s و p و d).

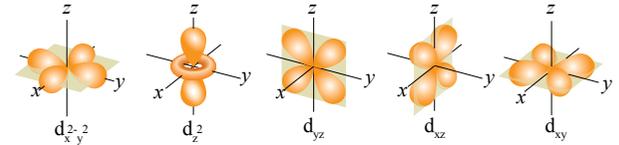
الشكل (10): أشكال أفلاك المستويات الفرعية.



أ - شكل الفلّك (s).



ب - شكل الفلّك (p).



ج - شكل الفلّك (d).

21

## المناقشة:

● قدّم للطلبة عدد الكم الفرعي، مُبيّنًا لهم أنّ كل مستوى رئيس يتألّف من مستويات فرعية، عددها يساوي عدد الكم الرئيس، ثم اذكر أمثلة على ذلك، مُبيّنًا الأحرف التي ترمز إلى كل مستوى فرعي منها. بعد ذلك أخبرهم أنّ قيم الكم لهذه المستويات تتراوح بين صفر و ( $n-1$ )، ثم اسألهم:

- ما عدد المستويات الفرعية في المستوى الأول، والثاني،...؟

عدد المستويات الفرعية في المستوى الأول واحد، وفي المستوى الثاني اثنان، وهكذا.

- هل تتكرّر هذه المستويات الفرعية في كل مستوى؟

لا تتكرّر، فالمستوى s يتكرّر في المستويات جميعها، والمستوى (p) يتكرّر بدأً من المستوى الثاني، والمستوى (d) يتكرّر بدأً من المستوى الثالث، فكل مستوى يتكرّر في جميع المستويات التي تلي مستوى ظهوره.

- هل تتغيّر قيمة عدد الكم الفرعي من مستوى رئيس إلى آخر؟

لا، لا تتغيّر قيمة عدد الكم الفرعي من مستوى رئيس إلى آخر؛ إذ تظل ثابتة للمستوى الفرعي نفسه في المستويات جميعها.

## استخدام الصور والأشكال:

● وُجّه الطلبة إلى دراسة الشكل (10/أ)، والشكل (10/ب)، ثم اطلب إليهم تحديد أشكال أفلاك (s)، و (p).

● وُضّح للطلبة أنّ للفلّك (s) شكلًا كرويًا، وأنّ لكل فلّك من أفلاك (p) شكل اللاتماية، وأنّ شكل أفلاك (d) أكثر تعقيدًا من ذلك كما تظهر في الشكل (10/ج)، وأنّ هذه الخاصية للأفلاك مرتبطة بعدد الكم الفرعي.

● ناقش الطلبة في عدد الكم المغناطيسي ودلالته بالنسبة إلى عدد الأفلاك في كل مستوى فرعي.

✓ **أتحقّق:**

الأكبر حجمًا هو المستوى الرئيس ( $n=4$ ).

## المناقشة:

● اطرح على الطلبة السؤال الآتي: ما المقصود بالفلّك؟

- ناقش الطلبة في إجاباتهم، مُبيّنًا لهم مفهوم الفلّك، أنّ شرودنجر وضع - بحسب هذا المفهوم - معادلة رياضية، يُمكن باستخدام القيم الناتجة من حلّها وصف الإلكترون وحركته في الذرّة، وأنّ هذه القيم تُسمّى أعداد الكم.

- وُضّح للطلبة عدد الكم الرئيس، مُذكرًا إيّاهم بمستويات الطاقة في ذرّة الهيدروجين، وربطها بعدد الكم الرئيس ( $n$ ) وخصائصه.

## طريقة أخرى للتدريس

استراتيجية التدريس: جيكسو (مجموعات الخبراء).

- اطلب إلى كل خبير عرض ما تعرّفه عن عدد الكم الخاص به أمام زملائه في المجموعة الجديدة مدّة 20 دقيقة.
- اطلب إلى الخبراء العودة إلى المجموعة الأولى (مجموعة الخبراء)، ومناقشة أفرادها في ما تعرّفوه عن أعداد الكم في 5 دقائق.

- وزع الطلبة إلى أربع مجموعات (مجموعة الخبراء).
- اطلب إلى أفراد كل مجموعة دراسة أحد أعداد الكم ومناقشته في ما بينهم مدة 5 دقائق.
- أعد توزيع المجموعات إلى مجموعات جديدة، بحيث تحتوي المجموعة

## استخدام الصور والأشكال:

- وجه الطلبة إلى دراسة الشكل (11)، ثم أسألهم: كيف تتوزع أفلاك (p) الثلاثة في الفراغ نسبةً إلى بعضها؟

- بين للطلبة أن كل فلك يقع في مستوى، أو اتجاه فراغي مختلف عن الآخر، اعتماداً على الشكل.

- اطح على الطلبة السؤال الآتي:

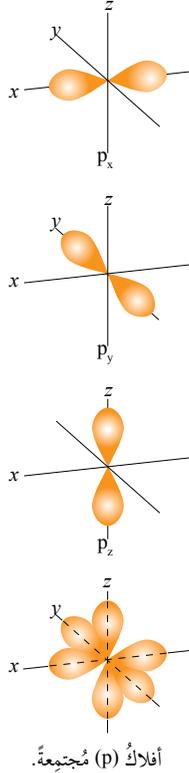
- مستعيناً بالشكل (11)، ما وجه الاختلاف والتشابه بين أفلاك المستوى الفرعي p؟

- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أن هذه الأفلاك تتشابه في شكلها، وسعتها، وطاقتها في المستوى الرئيس نفسه، ولكنها تختلف في اتجاهها الفراغي؛ فكل فلك منها يقع على أحد المحاور الفراغية (x, y, z).

- وضح للطلبة أن حل المعادلة الموجية أظهر أن لعدد الكم المغناطيسي عدداً من القيم يساوي  $(2l + 1)$ ، وأن هذه القيم تشير إلى عدد الأفلاك في المستوى الفرعي؛ فالقيمة الكمية للمستوى الفرعي s هي صفر. وبتطبيق قاعدة  $(2l + 1)$ ، يتبين أن عدد قيم  $ml$  هو 1؛ ما يشير إلى أن الفلك (s) يتكوّن من فلك واحد، وأن قيم  $ml$  تتراوح بين القيمتين  $(-l$  إلى  $+l)$ ، وأن عدد هذه القيم يُمثّل عدد الأفلاك لكل مستوى فرعي.

- ناقش الطلبة في عدد الأفلاك لكل مستوى رئيس لاستنتاج العلاقة بين عدد الأفلاك في المستوى الرئيس ورقمه.

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



22

## عدد الكم المغناطيسي (m<sub>l</sub>)

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

لعدد الكم المغناطيسي خاصية تحديد الاتجاه الفراغي للفلك؛ فالمستوى الفرعي (p) يتكوّن من ثلاثة أفلاك مُتماثلة من حيث الشكل والحجم والطاقة في المستوى الرئيس الواحد، ومُختلفة في اتجاه محاورها (نسبةً إلى بعضها) حول النواة. ويبيّن الشكل (11) الاتجاه الفراغي لأفلاك المستوى الفرعي (p) الثلاثة ( $p_x, p_y, p_z$ ) المُتعامدة.

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

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

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

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

✓ **أتحقّق:** المستوى الذي يتكوّن من ثلاثة مستويات فرعية هو المستوى الرئيس الثالث؛ لذا، فإن عدد الأفلاك  $= n^2 = 3^2 = 9$  أفلاك.

## إضاءة للمعلم

درس العالم بيتر زيمان الأطياف الخطية بالتأثير عليها في مجال مغناطيسي، وتوصّل إلى أن كل خط طيف ينشطر إلى عدد فردي من الخطوط الطيفية الدقيقة، وأن هذه الخطوط تُمثّل الأفلاك في كل مستوى فرعي. وهذا يشير إلى أن كل مستوى فرعي يتكوّن من عدد من الأفلاك، وأن ظاهرة انشطار خطوط الطيف تُسمى تأثير زيمان. تُعزى تسمية عدد الكم المغناطيسي إلى أن لكل جسيم مشحون (مثل الإلكترون) عزماً مغناطيسياً إذا كان يدور في دائرة حول نقطة معينة. وقد تبين أن عدد الكم المغناطيسي (m) لقيمة معينة في المستوى الفرعي (l) يُمكن أن يأخذ عدداً من القيم  $(2l + 1)$ .



## إجابة سؤال الشكل (12):

يشير ظهور هذه الخطوط المنحنية إلى تولّد مجال مغناطيسي نتيجة دوران الإلكترون حول نفسه في الفلك، علماً بأن اتجاه خطوط المجال المغناطيسي يرتبط باتجاه حركة دوران الإلكترون، وأن كل إلكترون يدور عكس الآخر؛ ما يُفسّر سبب اختلاف خطوط المجال في اتجاهاتها أيضاً.

### المناقشة:

- أخبر الطلبة أنه يوجد عدد رابع إضافي، هو عدد الكم المغزلي، الذي لم ينتج من حل معادلة شرودنجر، وإنما اكتشف لاحقاً، وأضيف إلى أعداد الكم، مُبيناً أنه يشير إلى اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه في الفلك.

### استخدام الصور والأشكال:

- وجّه الطلبة إلى دراسة الشكل (12)، ثم إجابة السؤال المُتعلق به.

يرتبط هذا العدد باتجاه دوران الإلكترون حول نفسه في الفلك؛ ما يُولّد مجالاً مغناطيسياً مختلفاً لكل إلكترون، وهو ما يُقلّل من تنافرها، ويزيد التجاذب بينها. وهذا يُفسّر سبب استقرار إلكترونين متشابهي الشحنة في الفلك نفسه؛ لذا، فإن كل إلكترون يأخذ إحدى القيمتين الآتيتين:

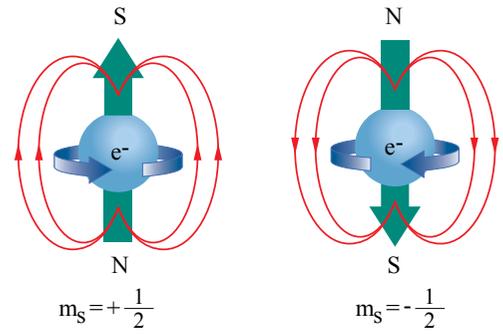
$(+1/2)$ ،  $(-1/2)$ .

### قراءة الجداول:

- وجّه الطلبة إلى دراسة الجدول (1)، ثم مقارنة أعداد الكم لكل إلكترون، وتحديد أوجه التشابه والاختلاف بينها.
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى مبدأ الاستبعاد لبولي، ثم وضح لهم هذا المبدأ.

الشكل (12): الدوران المغزلي للإلكترون.

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



### عدد الكم المغزلي ( $m_s$ ) Spin Quantum Number

يوجد عدد كمّ رابع، إضافة إلى أعداد الكمّ الثلاثة الناتجة من حل معادلة شرودنجر، هو عدد الكمّ المغزلي ( $m_s$ )، الذي يشير إلى اتجاه دوران (أو غزل) الإلكترون؛ إذ يدور الإلكترون حول نفسه، فضلاً عن دورانه حول النواة. فعند وجود إلكترونين في الفلك نفسه، فإن كلاً منهما سيدور حول نفسه باتجاه معاكس لدوران الإلكترون الآخر، وينشأ عن ذلك تولّد مجالين مغناطيسيين متعاكسين في الاتجاه، ومتجاذبين مغناطيسياً؛ ما يُقلّل التنافر الكهربائي بين الإلكترونين، وهذا يُفسّر سبب استقرار الإلكترونين في الفلك نفسه بالرغم من أنّهما يحملان الشحنة نفسها. ويبيّن الشكل (12) الدوران المغزلي للإلكترون حول نفسه.

يأخذ عدد الكمّ المغزلي ( $m_s$ ) القيم الكميّة  $(+1/2, -1/2)$ .



العالم باولي.

أعداد الكمّ الأربعة لإلكترونين في الفلك s.				الجدول (1):
$m_s$	$m_l$	$l$	$n$	عدد الكمّ / رقم الإلكترون
$+1/2$	0	0	1	1
$-1/2$	0	0	1	2

### توظيف التكنولوجيا

ابحث في المواقع الإلكترونية الموثوقة عن مقاطع فيديو تعليمية، أو عروض تقديمية جاهزة عن موضوع ميكانيكا الكم، علماً بأنه يُمكنك إعداد عروض تقديمية تتعلّق بموضوع الدرس.

شارك الطلبة في هذه المواد التعليمية عن طريق الصفحة الإلكترونية للمدرسة، أو تطبيق التواصل الاجتماعي (الواتس آب)، أو إنشاء مجموعة على تطبيق (Microsoft teams)، أو استعمال أيّ وسيلة تكنولوجية مناسبة بمشاركة الطلبة وذويهم.

## ◀ قراءة الجداول:

- وجه الطلبة إلى دراسة الجدول (2)، ثم أسألهم:  
- ما عدد الأفلاك لكل من المستويات الفرعية: S, P, D, F?  
- ما السعة القصوى من الإلكترونات في كل مستوى من هذه المستويات?  
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج كيفية حساب سعة المستوى الفرعي.  
سعة المستوى الفرعي = عدد قيم  $(l) \times 2$
- وجه الطلبة إلى دراسة الجدولين (1)، و(2)، ثم اطلب إليهم تحديد عدد الإلكترونات التي قد يتسع لها كل من المستويين الرئيسيين الثاني والثالث.  
المستوى الثاني يتسع لـ (8) إلكترونات.  
المستوى الثالث يتسع لـ (18) إلكترونًا.
- ناقش الطلبة في استنتاجاتهم للتوصل إلى العلاقة بين عدد الأفلاك في المستوى الرئيس.  
عدد الأفلاك في المستوى الرئيس =  $n^2$
- استنادًا إلى سعة الفلك، وهي إلكترونان، توصل إلى القاعدة:  
سعة المستوى الرئيس القصوى =  $2n^2$

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

بعد تعريف أعداد الكم الأربعة، أصبح ممكنًا تحديد موقع الإلكترون وفقًا لهذه الأرقام، واتجاهها المغزلي. ويبيّن الجدول (1) أعداد الكم الأربعة لإلكترونين في الفلك s.

يلاحظ من الجدول (1) اختلاف أعداد الكم الأربعة للإلكترونات جميعها؛ إذ لا يوجد في الذرة نفسها إلكترونان لهما أعداد الكم الأربعة نفسها، وهذا يعرف باسم مبدأ الاستبعاد لبولي **Pauli Exclusion Principle**، الذي ينص على "عدم وجود إلكترونين في الذرة نفسها، لهما نفس قيم أعداد الكم الأربعة"؛ إذ لا بُدَّ أن يختلفا في عدد كم واحد على الأقل. بناءً على ذلك، يُمكن استنتاج أن الفلك الواحد لا يستوعب أكثر من إلكترونين، أنظر الجدول (2) الذي يبيّن السعة القصوى من الإلكترونات التي تستوعبها أفلاك المستوى الفرعي.

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

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

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

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

24

## معلومة إضافية

عدد الكم المغزلي لم يكن نتيجة لمعادلة شرودنجر؛ ذلك أن العزم المغزلي للإلكترون لم يكن معروفًا وقتئذٍ؛ إذ اكتُشف لاحقًا عندما لاحظ العلماء أن خطوط أطيف الذرات (مثل ذرة الهيليوم التي يحتوي فلکها على إلكترونين) تتكوّن من خطين متجاورين، وفسّروا ذلك بأن لكل إلكترون منها اتجاهًا أو عزم دوران معاكسًا للآخر. وبناءً على ذلك، أُدخلت بعض التعديلات على معادلة شرودنجر، وتفسير هذه الظاهرة، فضلًا عن إضافة هذا العدد وتطبيقه على ذرات أكثر تعقيدًا من ذرة الهيدروجين أو ذرة الهيليوم.

✓ **أتحقّق:**

- يدل عدد الكم الرئيس على مستوى الطاقة الرئيس.
- يدل عدد الكم الفرعي على عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيس.
- يدل عدد الكم المغناطيسي على عدد الأفلاك في المستوى الفرعي.
- يدل عدد الكم المغزلي على اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه في الفلك.

## مراجعة الدرس

## 1 الفكرة الرئيسة:

عدد الكم الرئيس: عدد ينتج من حل معادلة شرودنجر، ويدل على مستوى الطاقة الرئيس للإلكترون، ويرتبط بحجم الفلك، ومعدل بعده عن النواة (نصف قطره).  
عدد الكم الفرعي: عدد ينتج من حل معادلة شرودنجر، ويدل على عدد المستويات الفرعية الموجودة في مستوى الطاقة الرئيس، ويرتبط بشكل الفلك.

عدد الكم المغناطيسي: عدد ينتج من حل معادلة شرودنجر، ويدل على عدد الأفلاك في المستوى الفرعي، ويرتبط بالاتجاه الفراغي لها.

عدد الكم المغزلي: عدد اكتشف لاحقاً، وأضيف إلى أعداد الكم. وهو يدل على وجود مجال مغناطيسي للإلكترون نتيجة دورانه حول نفسه في الفلك، ويرتبط باتجاه غزل الإلكترون في الفلك.

2 عدد الكم الرئيس: حجم الفلك، ومعدل نصف قطره.

عدد الكم المغناطيسي: الاتجاه الفراغي للفلك.

3 عدد المستويات الفرعية للمستوى (n = 4)

$$4 = n \text{ قيمة}$$

4 عدد الأفلاك في المستوى الفرعي (d)  $2\ell + 1 = d$

وبما أن  $\ell = 2$  للمستوى d، فإن عدد الأفلاك هو:

$$2 \times 2 + 1 = 5$$

5 السعة القصوى للمستوى الرئيس (n)  $2n^2 = n$

$$2 \times 4^2 = 32$$

6 لأن الإلكترون الثالث سيأخذ أعداد الكم نفسها لأحد

الإلكترونين في الفلك؛ أي سيكون له اتجاه غزل مشابه لأحد الإلكترونين في الفلك؛ ما سيؤد مجاًلاً مغناطيسياً مشابهاً لأحد المجالين، فيزداد تنافر هذا الإلكترون مع أحد الإلكترونات في الفلك، ويبتعد مغادراً الفلك.

## مراجعة الدرس

1- الفكرة الرئيسة: أوضّح المقصود بكلّ عددٍ من أعداد الكم الرئيس، والفرعي، والمغناطيسي، والمغزلي.

2- أهدّد الخاصية التي يشير إليها كلّ عددٍ من أعداد الكم الرئيس، والمغناطيسي.

3- أتوقّع عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيس الرابع.

4- أهدّد عدد أفلاك المستوى الفرعي (d).

5- أستنتج السعة القصوى من الإلكترونات التي يستوعبها المستوى الرئيس (n=4).

6- أفسّر: لا يمكنُ لإلكترون ثالثٍ دخولَ فلكٍ يحوي إلكترونين.

7- أفكّر: هل يمكنُ لفلكٍ ما في الذرة أن يتخذ أعداد الكم الآتية؟ أعزّز إجابتي بالدليل.

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

7 لا، لا يمكنه ذلك؛ لأن المستوى الرئيس الثالث يحوي ثلاثة مستويات فرعية ( $\ell$ ).

فتأخذ القيمة الكمية (2)، حيث تكون قيم عدد الكم المغناطيسي ( $m_\ell$ ) لها:

(+2, +1, 0, -1, -2)؛ فلا يجوز أن تكون إحدى قيم عدد الكم المغناطيسي ( $m_\ell$ ) = 4

## الخلايا الكهروضوئية Photoelectric Cells

### الهدف:

بيان عمل الخلايا الكهروضوئية ودورها في توليد الطاقة الكهربائية من أشعة الشمس.

### الإجراءات والتوجيهات:

• وزع الطلبة إلى مجموعات ثم اطلب إلى أفراد كل مجموعة قراءة فقرة (الإثراء والتوسع) ومناقشتها في ما بينهم.

• اطح على الطلبة الأسئلة الآتية:

- ما المقصود بالطاقة المتجددة؟

الطاقة المتجددة من مصادر طبيعية لا تنضب، مثل: الشمس، والماء، والرياح.

- هل توجد مشاريع لإنتاج الطاقة الكهربائية من مصادر متجددة في الأردن؟

نعم، توجد مشاريع عدة لإنتاج الطاقة الكهربائية من الطاقة الشمسية، وطاقة الرياح.

- ما سبب لجوء الأردن إلى مثل هذه المشاريع؟

نقص موارد الأردن من الطاقة، وكلفتها المتزايدة على المواطن والدولة، وضرورة إيجاد بدائل لمصادر الطاقة غير المتجددة في الأردن.

- ممّ تُصنع الألواح الشمسية؟

تُصنع الألواح الشمسية من مواد شبيهة بموصل، مثل: السليكون، والجيرمانيوم.

- ما مبدأ عمل الخلية الشمسية؟

يعتمد مبدأ عمل الخلية الشمسية على ظاهرة التأثير الكهروضوئي.

• اطلب إلى أفراد كل مجموعة عمل رسوم توضّح آلية عمل الألواح الشمسية في توليد الطاقة الكهربائية، ثم تبادل الرسوم مع أفراد المجموعات الأخرى، وتدوين ملاحظاتهم عليها.

• ناقش أفراد المجموعات في ملاحظاتهم على الرسوم لتوضّل إلى آلية عمل الألواح الشمسية.

## الإثراء والتوسع

## الخلايا الكهروضوئية Photoelectric Cells

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

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

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

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



مشروع الطاقة في الأردن الأكبر إقليمياً.



تركيب الخلية الكهروضوئية.

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

### أبحث ووجه الطلبة إلى دراسة قضية البحث باستخدام الكلمات المفتاحية الآتية:

الطاقة المتجددة، الخلايا الكهروضوئية، عمل الخلايا الكهروضوئية؛ ثم كتابة تقرير (أو إعداد عرض تقديمي) عن الموضوع، ثم مناقشتهم فيه.

# مراجعة الوحدة

5 أ)  $n_2 = ??$  ،  $n_1 = 2$

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

$$0.21 R_H = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$0.21 = \left( \frac{1}{4} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$0.21 - 0.25 = - \frac{1}{n_2^2}$$

$$-0.04 = - \frac{1}{n_2^2}$$

$$n_2^2 = \frac{1}{0.04} = 25$$

$$\sqrt{n_2^2} = \sqrt{25}$$

$$n_2 = 5$$

ب) بناءً على الشكل (1-8) الذي يُمثل خطوط طيف ذرّة الهيدروجين، يتبيّن أنّه يقع في منطقة الضوء المرئي، وأنّ لون الخط أزرق.

6 ب) لاحظ أنّ:  $n_1 = 2$  ،  $n_2 = 5$

تُطبّق العلاقات من دون التعويض بقيمة  $R_H$  كما يأتي:

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

$$\Delta E = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\Delta E = R_H \left( \frac{1}{4} - \frac{1}{25} \right)$$

$$\Delta E = R_H \left( \frac{21}{100} \right) = 0.21 R_H J$$

7 أ) حساب طول الموجة الأولى (FM): تردّد الموجة

مقيس بالميجاهيرتز (MHz)، لذا يجب تحويل الميجاهيرتز إلى هيرتز، بالضرب في  $10^6$ ،

حيث:  $1 \text{ MHz} = 10^6 \text{ Hz}$

$$\nu = 90 \times 10^6 = 9 \times 10^7 \text{ Hz}$$

$$C = \lambda \cdot \nu$$

$$\lambda = \left( \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{9 \times 10^7 \text{ s}^{-1}} \right)$$

$$= 3.3 \text{ m}$$

حساب طول الموجة الثانية (AM): تردّد الموجة مقيس بالكيلوهرتز (KHz)؛ لذا يجب تحويل الكيلوهرتز إلى هيرتز، بالضرب في  $10^3$ ،

حيث:  $1 \text{ KHz} = 10^3 \text{ Hz}$

$$\nu = 1035 \times 10^3 = 1.035 \times 10^6 \text{ Hz}$$

$$C = \lambda \cdot \nu$$

$$\lambda = \left( \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{1.035 \times 10^6 \text{ s}^{-1}} \right)$$

$$= 2.9 \times 10^2 \text{ m}$$

ب) يُمكن حساب طول الموجة لهذا الإشعاع ومقارنته بالطول الموجي لمنطقة الضوء المرئي؛

لذا تُحسب أولاً طاقة الإشعاع، ثم يُحسب تردّده، وطول موجته، حيث:  $n_2 = 4$  ،  $n_1 = 1$

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

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

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

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left( \frac{15}{16} - \frac{4}{36} \right)$$

$$= 2.04 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$$\Delta E = h \cdot \nu$$

$$2.04 \times 10^{-18} = 6.63 \times 10^{-34} \times \nu$$

$$\nu = \left( \frac{2.04 \times 10^{-18}}{6.63 \times 10^{-34}} \right)$$

$$= 0.33 \times 10^{16} \text{ Hz}$$

$$C = \lambda \cdot \nu$$

$$\lambda = \left( \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{0.3 \times 10^{16} \text{ s}^{-1}} \right)$$

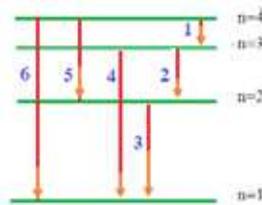
$$= 9.09 \times 10^{-8} \text{ m}$$

وبتحويل طول الموجة إلى وحدة نانومتر (بالضرب في 109)، يتبيّن أنّ طول الموجة هو 3nm، وأنّه يقع خارج منطقة الضوء المرئي.

ج) يُمكن حساب عدد خطوط الطيف لذرّة مثارة بحساب مفكوك العدد الذي يُمثل الفرق بين الرقم الأعلى مستوى للطاقة والرقم الأدنى مستوى للطاقة، وينتقل بينهما الإلكترون، وهما:

$$4 - 1 = 3 = 1 + 2 + 3 = 6 \text{ خطوط.}$$

يُمكن أيضاً إيجاد ذلك بالرسم.



4 ب) لاحظ أنّ:  $n_1 = 2$  ،  $n_2 = 4$

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

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

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left( \frac{1}{4} - \frac{1}{16} \right)$$

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left( \frac{3}{16} \right)$$

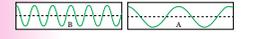
$$= 0.41 \times 10^{-18} \text{ J}$$

## مراجعة الوحدة

7\* تستخدم الإضاءة الأردنية موجات ذات تردّدات متباينة في بثها الموجة إلى مناطق مختلفة في الأردن، ومناطق واسعة في مختلف أنحاء العالم. ومن هذه التردّدات:

رقم الموجة	التردد	الموجة	منطقة استقبال البث
1	90 MHz	FM	عجل
2	1035 KHz	AM	شمال الأردن، وسطه، وجنوبه انتهاء بالقبض.

أ. أجد الطول الموجي لكل تردّد.  
ب. أجد طاقة الفوتون المحتملة لكل تردّد.  
ج. أيهما يُمثّل التردّد لموجة FM: نموذج شكل الموجة A أم نموذج شكل الموجة B؟



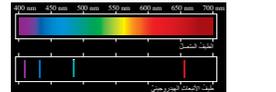
8\* يمثّل علم الفلك تحليل طيف الضوء الصادر عن النجوم لتعرّف مكوناتها؛ إذ تظهر خطوط الامتصاص الخطي معتمة نتيجة امتصاص الأطوال الموجية بواسطة الذرات والجسيمات الملتصقة في جو النجم. ويختلط هذه الخطوط يُمكن تعيين العناصر الباعثة والخاصة الملتصقة من المكونة للنجم. يُبيّن المخطط الآتي الجزء المرئي من الطيف الكهرومغناطيسي وبعض خطوط امتصاص الهيدروجين موضحة على الطيف.



أدرس الشكل، ثم أجد خط الامتصاص الذي يُوافق:  
أ. الطول الموجي الأقصر.  
ب. الطول الموجي الأطول.  
ج. التردّد الأعلى.  
د. أقل طاقة.  
9. ذرّة هيدروجين مثارة في مستوى مجهول، يتطلب تحويلها إلى أبين موجب أن تُرَدّ كمية من الطاقة مقدارها  $(0.11 R_H)$  جول. ما رقم المستوى الذي يوجد فيه الإلكترون؟

1. أوضح المقصود بالمفاهيم والمصطلحات الآتية:  
الطيف الكهرومغناطيسي، طيف الانبعاث الخطي، الطيف المتصل، الفوتون.  
2. أفسّر لماذا يحتوي طيف الانبعاث الخطي على كميات محدّدة من الطاقة بحسب نموذج بور؟  
3. يُمثّل الشكل المجاور رسماً تخيلياً لعدد من خطوط الطيف الصادرة عن ذرّة هيدروجين مثارة. ادرس الشكل، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

أ. أجد طاقة الإشعاع التي يُمثّلها الرقم (2).  
ب. ادرس أي خط طيف الإشعاع الذي يُمثّل الرقم (3) يظهر في منطقة الضوء المرئي أم لا.  
ج. استنتج عدد خطوط الطيف جميعاً عند عودة الذرّة إلى حالة الاستقرار.  
4. أجد طاقة الإشعاع الصادرة عن ذرّة الهيدروجين المثارة في المستوى الرابع عند عودة الإلكترون فيها إلى المستوى الثاني.  
5. ادرس الشكل الآتي الذي يبيّن طيف الانبعاث لذرّة الهيدروجين، ثم أجب عن السؤالين التاليين:



أ. أجد رقم المستوى الذي ينتقل منه الإلكترون إذا كانت طاقة فوتون الضوء الناجمة عن انتقاله إلى المستوى الثاني هي  $(0.21 R_H)$  جول.  
ب. أجد موقع هذا الخط ولونه ضمن الطيف المرئي لذرة الهيدروجين.  
6. أفسّر بدلالة  $(R_H)$  عن مقدار الطاقة اللازم لنقل الإلكترون من المستوى الثاني إلى المستوى الخامس في ذرّة الهيدروجين.

## 1 الطيف الكهرومغناطيسي: جميع الأطوال الموجية التي يتكوّن منها الضوء.

طيف الانبعاث الخطي: مجموعة من الأطوال الموجية للضوء الصادر عن ذرات العنصر المثارة عند عودة الإلكترون فيها إلى حالة الاستقرار.

الطيف المتصل: مجموعة الأطوال الموجية التي تظهر في صورة مجموعة من الألوان المتتابعة المتداخلة (قوس المطر) التي يتكوّن منها الضوء العادي.

الفوتون: جسيمات مادية متناهية في الصغر، تُمثّل الوحدات الأساسية المكوّنة للضوء، ويحمل كل منها مقداراً محدّداً من الطاقة. وهي تُعبّر عن الطبيعة المزدوجة (موجية-مادية) للضوء.

## 2 لأنّه عند إثارة ذرّة الهيدروجين، فإنّها سرعان ما تعود إلى حالة الاستقرار، وتفقد الطاقة بكميات محدّدة، بناءً على فرق الطاقة بين المستويين الذي انتقل إليه إلكترون بينهما.

## 3 أ) طاقة الإشعاع (2) تُمثّل فرق الطاقة بين المستويين الثالث والثاني: $n_1 = 2$ ، $n_2 = 3$

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

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left( \frac{1}{4} - \frac{1}{9} \right)$$

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left( \frac{9}{36} - \frac{4}{36} \right)$$

$$= 0.303 \times 10^{-18} \text{ J}$$

## مراجعة الوحدة

ب ( طاقة الفوتون الأول (موجة FM):

$$E = h \cdot \nu$$

$$E = 6.63 \times 10^{-34} \text{ j.s} \times 9 \times 10^7 \text{ s}^{-1} \\ = 5.967 \times 10^{-26} \text{ j}$$

طاقة الفوتون الثاني (موجة AM):

$$E = 6.63 \times 10^{-34} \text{ j.s} \times 1.035 \times 10^6 \text{ s}^{-1} \\ = 6.86 \times 10^{-28} \text{ j}$$

ج (الموجة FM) هي أقصر الموجات، ويمثلها النموذج (B).

8 أ ( الطول الموجي الأقصر: A.

ب ( الطول الموجي الأطول: D.

ج ( التردد الأعلى: A.

د ( أقل طاقة: D.

9 لتحويل الذرة إلى أيون موجب، يجب نقل

الإلكترون إلى مستوى اللانهاية، حيث لا

يخضع لجذب الذرة؛ أي إن الذرة تفقد هذا

الإلكترون؛ ما يعني أن:

$$n_2 = \text{???} , n_1 = \text{لا نهاية}$$

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

$$0.11 R_H = R_H \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{\infty^2} \right)$$

$$0.11 = \left( \frac{1}{n^2} \right)$$

$$n^2 = \frac{1}{0.11} = 9$$

$$n = 3$$

10 طول موجة الإشعاع: 121nm، وهو مقيس

بالنانومتر؛ لذا يُحسب طول الموجة بالمتر،

$$\text{حيث: } 1\text{m} = 10^9 \text{ nm}$$

ولذلك يُصَرَّب طول الموجة في  $10^{-9}$ :

$$\lambda = 121 \times 10^{-9} = 1.21 \times 10^{-7} \text{ m}$$

أ) لحساب طاقة الإشعاع، يُحسب تردد

الموجة، ثم طاقة الإشعاع كما يأتي:

$$C = \lambda \cdot \nu$$

$$\lambda = \left( \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{1.21 \times 10^{-7} \text{ m}} \right) \\ = 0.247 \times 10^{16} \text{ s}^{-1}$$

$$E = h \cdot \nu$$

$$E = 6.63 \times 10^{-34} \text{ j.s} \times 0.247 \times 10^{16} \text{ s}^{-1} \\ = 1.64 \times 10^{-18} \text{ j}$$

## مراجعة الوحدة

10. إذا كان طول موجة الإشعاع المرافق لعودة الإلكترون من مستوى بعيد إلى المستوى الأول في ذرة الهيدروجين هو (121) نانومتراً، فأجّد:
- أ . طاقة هذا الإشعاع.  
ب . رقم المستوى الأعلى الذي عاد منه الإلكترون.  
11. عدد الكم الرئيسي للإلكترون (n=3):  
أ . ما عدد المستويات الفرعية المحتملة؟  
ب . ما عدد الأفلاك في هذا المستوى؟  
ج . ما السعة القصوى من الإلكترونات التي يُمكن أن يسوّعها هذا المستوى؟  
د . ما قيم أعداد الكم الفرعية (l)؟
12. أستنتج رمز المستوى الفرعي ذي القيم الكميّة المبيّنة في كلّ من الحالتين الآتيتين:  
أ .  $l=0, n=2$  ؟  
ب .  $l=1, n=4$  ؟
13. أضغ دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة لكل جملة مما يأتي:
1. النموذج أو الافتراض الذي يشير إلى وجود خصائص موجية للإلكترون هو:  
أ . آراء بلانك واينشتاين. ب . نموذج رذرفورد. ج . النموذج الميكانيكي الموجي. د . نموذج بور.
2. الفكرة التي قُدِّمها بور عن الذرة هي:  
أ . لكلّ فلكٍ حجم، وشكل، واتجاه خاص به.  
ب . طاقة الإلكترون لا تتغيّر ما لم يُعاود مسوفاً.  
ج . الضوء طبيعة مزدوجة (مادية-موجية).  
د . لكلّ مستوى سعة محدّدة من الإلكترونات.
3. الخاصية الفيزيائية المرتبطة بعدد الكم الفرعي من:  
أ . مُعدّل البُعد عن النواة. ب . الشكل العامّ للفلك. ج . الاتجاه الفراغي للفلك. د . اتجاه الغزل.
4. لا تتماثل أفلاك (p) الثلاثة ضمن المستوى الرئيسي الواحد نفيه في إحدى الخصائص الآتية:  
أ . الاتجاه الفراغي. ب . الشكل. ج . الطاقة. د . السعة من الإلكترونات.
5. عدد الأفلاك الكلي في المستوى الرئيسي الثالث (n=3) هو:  
أ . (3) أفلاك. ب . (6) أفلاك. ج . (9) أفلاك. د . (18) فلكاً.
6. أكبر عدد من الإلكترونات التي قد توجد في المستوى الرئيسي الخامس (n=5) هو:  
أ . (5) إلكترونات. ب . (10) إلكترونات. ج . (25) إلكترونات. د . (50) إلكترونات.
7. يتحدّد الاتجاه الفراغي للفلك بعدد الكم:  
أ . الرئيسي. ب . الفرعي. ج . المغناطيسي. د . المغزلي.
8. عند امتصاص الذرة للطاقة تنتقل الإلكترونات إلى مستويات طاقة أبعد عن النواة، فينشأ ما يُسمى:  
أ . التفريغ الكهربائي. ب . الذرة المثارة. ج . عملية التأين. د . الطيف الذري.
9. أقصى عدد من الإلكترونات يسوّعها المستوى الفرعي (4f) هو:  
أ . (4) إلكترونات. ب . (10) إلكترونات. ج . (6) إلكترونات. د . (14) إلكترونات.
10. الرمز الذي يتعارض مع مبدأ باولي هو:  
أ .  $(4d^{12})$ . ب .  $(3s^1)$ . ج .  $(2p^4)$ . د .  $(4f^{12})$ .
11. عدد المستويات الفرعية المحتملة لوجود إلكترون في المستوى الثالث هو:  
أ . (3) مستويات. ب . (9) مستويات. ج . (12) مستوى. د . (16) مستوى.

28

ب) لاحظ أنّ:

$$n_2 = ?? , n_1 = 1$$

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

$$1.64 \times 10^{-18} = 2.18 \times 10^{-18} \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$0.75 = 1 - \frac{1}{n^2}$$

$$0.75 - 1 = - \frac{1}{n^2}$$

$$0.25 = \frac{1}{n^2}$$

$$n^2 = \frac{1}{0.25} = 4$$

$$\sqrt{n^2} = \sqrt{4}$$

$$n = 2$$

11 أ ( عدد المستويات الفرعية المحتملة: 3

ب) عدد الأفلاك في هذا المستوى:  $n^2 = 9 = 3^2$

ج) السعة القصوى من الإلكترونات

$$2n^2 : 2 \times 3^2 = 18 \text{ إلكترونات.}$$

د ( قيم أعداد الكم الفرعية (l): 0, 1, 2

أ ( 2S

ب ( 4P

رقم الفقرة	رمز الإجابة الصحيحة
1	ج
2	ب
3	ب
4	أ
5	ج
6	د
7	ج
8	ب
9	د
10	أ
11	أ

## الوحدة الثانية: التوزيع الإلكتروني والدورية Electron Configuration and Periodicity

تجربة استهلاكية: نمذجة التوزيع الإلكتروني.

عدد الحصص	التجارب والأنشطة	نتائج التعلّم	الدرس
3		<ul style="list-style-type: none"> <li>• يكتب التوزيع الإلكتروني لمجموعة من العناصر.</li> <li>• يُحدّد الصفات المميزة للعناصر بحسب توزيعها.</li> <li>• يُوضّح العلاقة بين موقع العنصر وخصائصه وصفاته.</li> </ul>	الأول: التوزيع الإلكتروني للذّرات.
3	<ul style="list-style-type: none"> <li>○ الاتجاهات الدورية في الحجم الأيونية.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• يتنبأ بدورية الصفات لعناصر الدورة والمجموعة في الجدول الدوري.</li> </ul>	الثاني: الخصائص الدورية للعناصر.

النتائج السابقة	الصف	النتائج اللاحقة	الصف
<ul style="list-style-type: none"> <li>• يتعرّف الجدول الدوري كوعاء لترتيب العناصر.</li> <li>• يكتب التوزيع الإلكتروني لذرات بعض العناصر.</li> <li>• يُحدّد موقع العنصر في الجدول الدوري تبعاً للتوزيع الإلكتروني لذّته.</li> <li>• يدرك أنّ العناصر مرتبة في الجدول الدوري أفقيّاً بحسب تزايد عددها الذّريّ.</li> <li>• يدرك العلاقة بين خصائص العناصر ومواقعها في الجدول الدوري.</li> </ul>	الثامن	<ul style="list-style-type: none"> <li>• يُوضّح مفهوم تهجين الأفلاك، ومبررات حدوثه.</li> <li>• يستقصي العلاقة بين شكل الجزيء ونوع تهجين أفلاك الذّرة المركزية.</li> <li>• يُوظّف التركيب الإلكتروني لذّرة الكربون في فهم وتفسير تنوع مركّباته.</li> </ul>	الحادي عشر
<ul style="list-style-type: none"> <li>• يكتب التوزيع الإلكتروني لذّرات بعض العناصر في المجموعات المختلفة.</li> <li>• يستنتج ترتيب وخصائص العناصر في الجدول الدوري ضمن الدورة والمجموعة الواحدة.</li> <li>• يستقصي السلوك الكيميائي للعناصر في المجموعات (1A, 2A, 7A, 8A) بالاعتماد على توزيعها الإلكتروني.</li> <li>• يستخدم الجدول الدوري للتنبؤ ببعض خصائص العناصر (الحجم والنشاط الكيميائي).</li> </ul>	التاسع		الثاني عشر

## التوزيع الإلكتروني والدورية

## Electron Configuration and Periodicity

## أتأمل الصورة

- وجه الطلبة إلى تأمل صورة الوحدة، ثم إجابة الأسئلة المتعلقة بها.
  - استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها.
  - اطرح على الطلبة الأسئلة الآتية:
    - هل للتوزيع الإلكتروني أثر في ترتيب العناصر في الجدول الدوري؟
    - تترتب العناصر في الجدول الدوري وفقاً للتوزيع الإلكتروني للعناصر.
    - ما الصفات الدورية للعناصر؟
    - للعناصر صفات دورية عديدة، منها: الحجم الذري، وطاقة التأين، والسالبية الكهربائية.
    - هل يؤثر موقع العنصر في صفاته الدورية؟
- نعم.



## أتأمل الصورة

تترتب عناصر الجدول الدوري في دورات ومجموعات وفق صفات محددة. فهل للتوزيع الإلكتروني أثر في هذا الترتيب؟ ما الصفات الدورية للعناصر؟ هل يؤثر موقع العنصر في صفاته الدورية؟

## الفكرة العامة:

- مهّد للوحدة بالحديث عن الجدول الدوري الحديث، ثم اطرح على الطلبة السؤال الآتي:  
- ما الأسس التي اعتمدت في ترتيب العناصر بالجدول الدوري؟  
صنّفت العناصر في الجدول الدوري بناءً على عدد من الخواص الفيزيائية والكيميائية المشتركة؛ إذ يقسم الجدول الدوري إلى فلزات، وأشباه فلزات، ولافلزات، علمًا بأن الترتيب الحالي لعناصر الجدول الدوري مرّ بمراحل عدّة حتى ظهر بصورته النهائية.

## الفكرة العامة:

لكل ذرّة تركيب خاصّ بها يُحدّد خصائصها الفيزيائية والكيميائية.

### الدرس الأول: التوزيع الإلكتروني للذرات.

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

### الدرس الثاني: الخصائص الدورية للعناصر.

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

## مشروع الوحدة: تصميم جدول دوري إلكتروني.

- اقترح على الطلبة تصميم جدول دوري إلكتروني باستخدام برمجية Excel sheet، والبحث عن بيانات كل عنصر باستخدام أداة البحث find.
- نبّه الطلبة إلى أنّ تقييم المنتج سيعتمد على دقة البيانات، وجاذبية التصميم.

## تجربة استهلاكية

الهدف:

نمذجة التوزيع الإلكتروني لعدد من العناصر.  
زمن التنفيذ: 20 دقيقة.

المهارات العملية:

الاستقصاء، الملاحظة، التصميم، الاستنتاج.

الإجراءات والتوجيهات:

- جهّز المواد والأدوات اللازمة قبل وصول الطلبة إلى المختبر.
- اطلب إلى الطلبة تصفح ورقة العمل.
- وزّع الطلبة إلى مجموعات، ثم اطلب إليهم الالتزام بالخطوات المتسلسلة لتنفيذ التجربة، وتدوين ملاحظاتهم عليها.
- تجوّل بين أفراد المجموعات مُوجّهاً ومُرشدًا ومُساعدًا.
- وجّه الطلبة إلى الالتزام بإجراءات الأمان والسلامة في المختبر، والتخلّص من النفايات بصورة صحيحة بعد انتهاء التجربة.

النتائج المتوقعة:

توصّل الطلبة إلى أنّ الإلكترونات تتوزّع في مستويات طاقة مختلفة، وأنّ إلكترونات المستوى الأخير تتصف بعدد من الصفات الكيميائية للعنصر، وأنّ مجموع عدد الإلكترونات مساوٍ للعدد الذري للعنصر.

التحليل والاستنتاج:

1. العدد الذري للعنصر.
2. رقم المجموعة الذي يوجد فيه العنصر يساوي عدد إلكترونات التكافؤ.
3. رقم الدورة الذي يوجد فيه العنصر يساوي عدد المستويات الرئيسية.
4. يُحدّد موقع العنصر عن طريق عدد المستويات الرئيسية، وعدد إلكترونات التكافؤ.

**القضايا المشتركة ومفاهيمها العابرة للمناهج**

**والمواد الدراسية**

\* المهارات الحياتية: الابتكار.

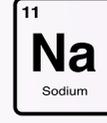
أخبر الطلبة أنّ الابتكار هو المقدرة على تطوير فكرة أو عمل، بناءً على التصميم.

## تجربة استهلاكية

### نمذجة التوزيع الإلكتروني

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

خطوات العمل:



1 مستعيناً بالجدول الدوريّ، أصمّم وزملائي بطاقت تعريفية للعناصر بحسب العدد الذريّ من (١) إلى (٢٠) كما في الشكل.

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

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

4 أعد أنا وزملائي لوحة جدارية أُلصق عليها البطاقات وفق ترتيب مشابه لترتيبها في الجدول الدوريّ.

5 ألاحظ العلاقة بين رقم المستوى الرئيس وسعته من الإلكترونات.

6 أستنتج العلاقة بين عدد المستويات الرئيسية ورقم دورة العنصر في الجدول الدوريّ.

7 أستنتج العلاقة بين عدد إلكترونات المستوى الخارجي ورقم مجموعة العنصر في الجدول الدوريّ.

التحليل والاستنتاج:

1- ما الأسس التي اعتمد عليها في ترتيب البطاقات؟

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

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

4- كيف يمكن تحديد موقع العنصر في الجدول الدوريّ؟

31

استراتيجية التقويم: التقويم المعتمد على الأداء.

أداة التقويم: سلّم تقدير.

الرقم	المعيار	التقدير			
		1	2	3	4
1	يوزّع الإلكترونات بصورة صحيحة بناءً على بطاقة التعريف الخاصة بالذرات.				
2	يدوّن ملاحظاته بصورة منظمة.				
3	يعرض النتائج التي يتوصّل إليها بصورة صحيحة.				
4	يصف النتائج التي يتوصّل إليها استناداً إلى أسس علمية.				
5	يُحدّد موقع العنصر عن طريق عدد المستويات الرئيسية				
6	يُحدّد موقع العنصر عن طريق عدد إلكترونات التكافؤ.				

مبادئ وقواعد التوزيع الإلكتروني للذرات  
Principles of Electronic Configuration

تعرفت في ما سبق أنه يمكن وصف الإلكترون وطاقته ومعدل بعده عن النواة باستخدام أعداد الكم؛ ما يعني أن الإلكترونات ترتب في الذرة وفق مستويات الطاقة المختلفة، وهو ما يعرف باسم التوزيع الإلكتروني Electronic Configuration.

عند البدء بعملية توزيع الإلكترونات على مستويات الطاقة يجب مراعاة عدد من المبادئ والقواعد التي تحقق الاستقرار للذرات. فإضافة إلى مبدأ الاستبعاد لباولي، يراعى العدد الذري Atomic Number، وهو عدد البروتونات في نواة الذرة، أو عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة.

في ما يأتي أبرز المبادئ والقواعد التي يجب مراعاتها في أثناء عملية توزيع الإلكترونات:

الفكرة الرئيسية:

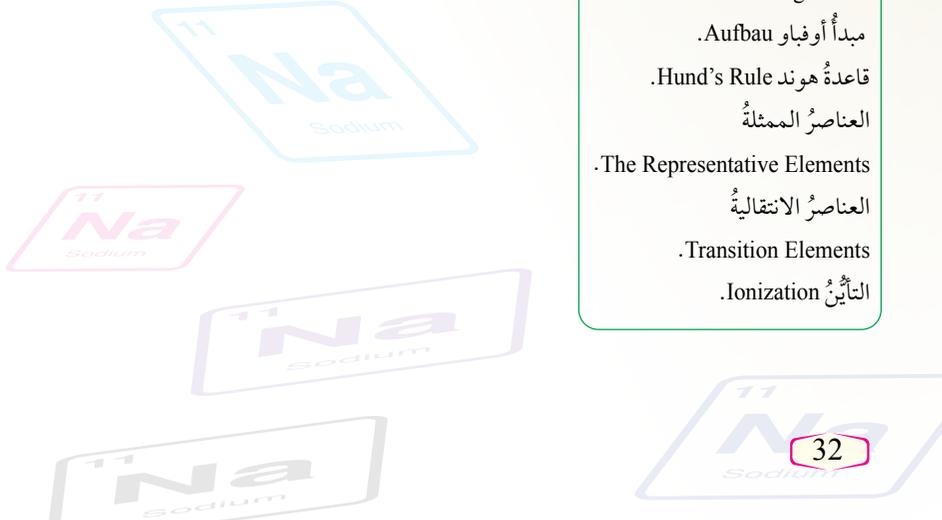
توزع الإلكترونات في كل مستوى وفق مبادئ تحقق الاستقرار للذرات، وتحدد الصفات العامة للعناصر.

نتائج التعلم:

أكتب التوزيع الإلكتروني لمجموعة من العناصر. أحدد الصفات المميزة للعناصر بحسب توزيعها. أوضح العلاقة بين موقع العنصر، وخصائصه، وصفاته.

المفاهيم والمصطلحات:

العدد الذري Atomic Number.  
التوزيع الإلكتروني Electronic Configuration.  
مبدأ أوفباو Aufbau.  
قاعدة هوند Hund's Rule.  
العناصر الممثلة The Representative Elements.  
العناصر الانتقالية Transition Elements.  
التأين Ionization.



التوزيع الإلكتروني للذرات  
Electronic Configuration

1 تقديم الدرس

الفكرة الرئيسية:

مهّد للدرس بالحديث عن التوزيع الإلكتروني في مستويات الطاقة الرئيسية، مبيّنًا أن التوزيع يتم وفق قواعد وأسس محددة تتيح للذرة الوصول إلى الحد الأدنى من الطاقة، وأن أهم هذه القواعد ما درسه الطلبة في الوحدة السابقة (مبدأ الاستبعاد لباولي).

اطرح على الطلبة السؤال الآتي:

– ما القواعد الأخرى التي تحكم التوزيع الصحيح للإلكترونات؟

مبدأ أوفباو، وقاعدة هوند، ومبدأ الاستبعاد لباولي.

الربط بالمعرفة السابقة:

راجع الطلبة في مستويات الطاقة الرئيسية والفرعية في الذرة وسعتها من الإلكترونات، ثم اطلب إليهم توزيع الإلكترونات على المستويات الرئيسية للعنصر  ${}_{11}\text{Na} . 2,8,1$

اطرح على الطلبة السؤال الآتي:

– ما السعة القصوى من الإلكترونات لكل من: المستوى الرئيس الثاني، والمستوى الرئيس الثالث، والمستويات الفرعية (s, p, d)؟

السعة القصوى للمستوى الثاني 8 إلكترونات، والسعة القصوى للمستوى الثالث 18 إلكترونًا. أما المستوى الفرعي s فسعته القصوى إلكترونان، والمستوى الفرعي p سعته القصوى 16 إلكترونًا، والمستوى الفرعي d سعته القصوى 10 إلكترونات.

اطلب إلى الطلبة المقارنة بين سعة المستوى الرئيس الثالث وسعة الأفلاك الموجودة في المستويات الفرعية (s, p, d)، ثم استمع لإجاباتهم، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى أن طريقة التوزيع على أفلاك المستويات الفرعية لا تُغيّر من عدد الإلكترونات، ولكنها تُبين كيفية توزيعها.

أخبر الطلبة أنه توجد قواعد أخرى، إضافة إلى مبدأ الاستبعاد لباولي، يجب مراعاتها في أثناء عملية التوزيع الإلكتروني، مثل: مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي، وقاعدة هوند.

2 التدريس

بناء المفهوم

التوزيع الإلكتروني.

اطرح على الطلبة الأسئلة الآتية:

– هل شاهدت يوماً عملية بناء لمنزل من عدّة طوابق، أو لبناية ضخمة؟

– من أين يبدأ العمال بالبناء؟

استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى مراحل عملية البناء.

– أيّ الطوابق تُبنى أولاً؟

وضّح للطلبة أن بناء الذرة يشبه عملية بناء المنزل؛ إذ تُوزع الإلكترونات من المستوى الأقل طاقة (الأقرب إلى النواة) إلى المستوى الأعلى طاقة (الأبعد عن النواة)، في ما يُعرف بمبدأ أوفباو للترتيب التصاعدي.

### استخدام الصور والأشكال:

- وجّه الطلبة إلى دراسة الشكل (1)؛ لتعرّف ترتيب الأفلاك بحسب طاقتها، ثم اطرح عليهم السؤال الآتي:

– هل تتساوى طاقة المستويات الفرعية في المستوى الرئيس نفسه؟

استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى أن طاقة المستويات الرئيسة تزداد بزيادة رقم المستوى، وأن المستويات الفرعية تختلف طاقتها في المستوى الرئيس نفسه، وأنه يُمكن تحديد طاقة المستوى الفرعي عن طريق مجموع قيم (n) و (l).

### المناقشة:

- اطرح على الطلبة السؤالين الآتيين:

– أيهما أعلى طاقة: المستوى الفرعي 4s، أم المستوى الفرعي 4p؟

طاقة المستوى الفرعي 4s:  $(4 + 0 = 4)$ .

– أيهما يُملأ بالإلكترونات أولاً؟

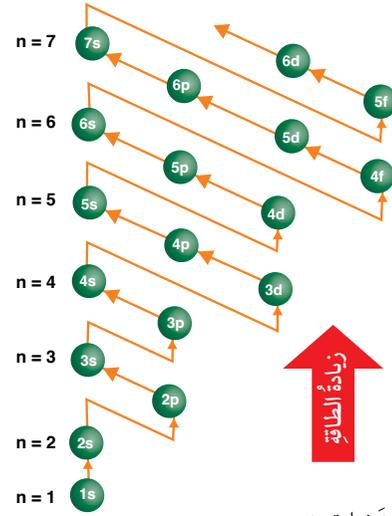
طاقة المستوى الفرعي 4p:  $(4 + 1 = 5)$ .

لاحظ أن طاقة المستوى الفرعي 4s أقل من طاقة المستوى الفرعي 4p؛ لذا فإن المستوى الفرعي 4s يُملأ بالإلكترونات قبل المستوى الفرعي 4p.

- شارك الطلبة في تتبّع تدرّج توزيع الإلكترونات على المستويات الرئيسة للطاقة، والمستويات الفرعية بناءً على الشكل (1)، ثم اطرح عليهم السؤال الآتي:

– لماذا يُملأ المستوى الفرعي 4s بالإلكترونات قبل المستوى الفرعي 3d؟

وجّه الطلبة إلى حساب طاقة كلٍّ منهما، مُبيّنًا لهم أن المستوى الفرعي 4s أقل طاقة من المستوى الفرعي 3d؛ لذا فإنه يُملأ بالإلكترونات أولاً.



### مبدأ أوفباو للبناء التصاعديّ Aufbau Principle

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

الشكل (1): ترتيب الأفلاك بحسب الطاقة.

كلمة أوفباو aufbau ألمانية الأصل، وتعني البناء التصاعديّ.

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

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

يُمكن كتابة مستويات الطاقة الفرعية على النحو الآتي:

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

33

### مثال إضافي

- اطرح على الطلبة السؤال الآتي:

– أيُّ المستويين الفرعيين يُملأ بالإلكترونات أولاً: 5d أم 6s؟

الحل:

طاقة المستوى الفرعي 6s:  $(6 + 0 = 6)$ .

طاقة المستوى الفرعي 5d:  $(5 + 2 = 7)$ .

لاحظ أن طاقة المستوى الفرعي 6s أقل من طاقة المستوى الفرعي 5d؛ لذا فإن المستوى الفرعي 6s يُملأ بالإلكترونات أولاً.

## المثال 1

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

مجموع قيم  $(n + l)$  للمستوى  $5p$  هو  $(5+1=6)$ ، ومجموعها للمستوى  $4f$  هو  $(4+3=7)$ ؛ لذا، فإنَّ المستوى  $5p$  هو الأقل طاقةً، ما يعني أنَّه سيُملأ بالإلكترونات قبل المستوى  $4f$ .

## المثال 2

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

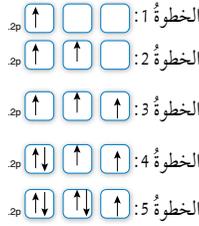
مجموع قيم  $(n + l)$  للمستوى  $5f$  هو  $(5+3=8)$ ، وهو المجموع نفسه للمستوى الفرعي  $7p$   $(7+1=8)$ . ولأنَّ قيمة  $n$  للمستوى  $5f$  هي الأقل؛ فهو الأقل طاقةً؛ لذا يُملأ بالإلكترونات قبل المستوى  $7p$ .

## قاعدة هوند Hund's Rule

تنصُّ قاعدة هوند على "توزع الإلكترونات بصورة منفردة على أفلاك المستوى الفرعي الواحد باتجاه الغزل نفسه، ثمَّ إضافة ما تبقى من إلكترونات إلى الأفلاك باتجاه مغزلي معاكس". وهذا يُوفِّر الحدَّ الأدنى من الطاقة، والقدرة الأقل من التنافر بين الإلكترونات داخل أفلاك المستويات الفرعية.

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

يُحدِّد التوزيع الإلكتروني - وفقًا قاعدة هوند - عدد الإلكترونات المنفردة في أفلاك المستوى الفرعي الواحد. فمثلًا، يمتلك التروجين  $N$  ثلاثة إلكترونات منفردة مُوزعة على أفلاك  $P$   $\uparrow \uparrow \uparrow$ ، في حين



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

- ضع ثلاثة مقاعد فارغة أمام الطلبة، ثم اطلب إلى ثلاثة منهم إن يجلسوا عليها منفردين؛ أو يجلس اثنان منهم على مقعد، ويجلس الثالث على مقعد، ويبقى المقعد الثالث فارغًا.

• ا طرح على الطلبة السؤال الآتي:

- أيُّ الحالتين تتيح للطلبة وضعية جلوس أفضل؟ استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى أن الوضعية الفضلى هي تخصيص مقعد لكل طالب، وهذا يُشبه توزيع الإلكترونات على أفلاك المستوى الفرعي الواحد.

## استخدام الصور والأشكال:

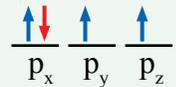
## قاعدة هوند Hund's Rule

- وجّه الطلبة إلى دراسة الشكل (2) لاستكشاف كيفية توزيع 5 إلكترونات على أفلاك المستوى  $p$ .
- تتبّع مع الطلبة خطوات التوزيع، مُبيِّنًا لهم كيفية توزيعها على المستويات الفرعية، وأنَّ هذه الطريقة في التوزيع تُسمَّى قاعدة هوند، وأنَّها تُوضِّح كيفية توزيع الإلكترونات داخل أفلاك المستوى الفرعي الواحد.

## تعزيز:

اكتب توزيع هوند لـ 4 إلكترونات على أفلاك المستوى الفرعي  $p$ ، مراعيًا السعة القصوى للفلك.

الحل:



وضَّح للطلبة أنَّ توزيع الإلكترونات يكون بصورة فردية أولاً، وأنَّه في حال وجود إلكترون رابع فإنَّه يُضاف إلى الفلك الأول في اتجاه عكسي (يُعرَف باتجاه الغزل المعاكس)، وهذا ما نصَّت عليه قاعدة هوند.

### ◀ استخدام الصور والأشكال:

- وجّه الطلبة إلى دراسة الشكل (3) لتعرّف دلالة كل من الأرقام والرموز، مُبيّنًا لهم هذه الدلالات.

### ◀ قراءة الجدول:

- وجّه الطلبة إلى دراسة الجدول (1)، ثم ملاحظة التوزيع الإلكتروني للذرات المختلفة، وحساب عدد الإلكترونات في التوزيع الإلكتروني لأيّ ذرة منها، ومقارنة ذلك بعددها الذري.
- بيّن للطلبة أنّ عدد الإلكترونات الموزعة يساوي العدد الذري.

### ◀ المناقشة:

- وجّه الطلبة إلى كتابة التوزيع الإلكتروني لعنصر الجرمانيوم  $Ge_{32}$ ، ثم ناقشهم فيه، مُبيّنًا كيفية توزيع الإلكترونات على مستويات الطاقة.
- اكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر الجرمانيوم  $Ge_{32}$

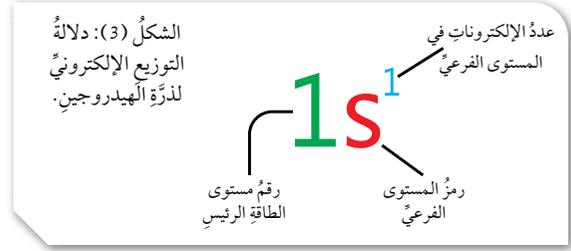
التوزيع الإلكتروني لعنصر الجيرمانيوم:



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

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

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



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

### معلومة إضافية

#### الإلكترونات المنفردة.

إنّ توزيع الإلكترونات في أفلاك المستوى الخارجي (باتباع قاعدة هوند) يمنح الذرة أقصى ما يمكن من الاستقرار، ويُحدّد عدد الإلكترونات المنفردة، التي تُعدّ مؤشّرًا مهمًا لعدد من خواص الفلزات، مثل خواصها المغناطيسية؛ إذ ترتبط قدرة المغناطيس على جذب الفلزات بزيادة عدد الإلكترونات المنفردة في أفلاك المستوى الخارجي، وكذلك بقدرتها على اكتساب الخاصية المغناطيسية. وهذا يُفسّر سبب انجذاب الحديد والمنغنيز إلى المغناطيس، في حين لا توجد هذه الخاصية في النحاس والخصائص.

## ◀ الربط بالمعرفة السابقة:

• اطرح على الطلبة السؤال الآتي:

- بماذا يمتاز التوزيع الإلكتروني لذرات عناصر الغازات النبيلة؟

ذكَر الطلبة بأن المستوى الخارجي لذرات عناصر الغازات النبيلة مليء بالإلكترونات.

## ◀ قراءة الجدول:

• وجّه الطلبة إلى دراسة الجدول (2)، ثم تحديد عدد إلكترونات المستوى الخارجي لذرات عناصر الغازات النبيلة.

8 إلكترونات، باستثناء غاز الهيليوم الذي يحوي إلكترونين.

## ◀ قراءة الجدول:

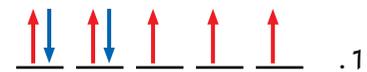
• وجّه الطلبة إلى ملاحظة التوزيع الإلكتروني في الجدول (3) بدلالة الغازات النبيلة، ثم البدء بالتوزيع الإلكتروني لعدد من العناصر بدلالة الغازات النبيلة. وضح للطلبة أنه يُمكن الاستفادة من هذا التوزيع بكتابة توزيع إلكتروني مختصر للعديد من الذرات.

## ◀ تعزيز:

اكتب التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل لكل من:  ${}_{15}\text{P}$  ،  ${}_{37}\text{Rb}$



## ✓ أتحقّق:



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

## التوزيع الإلكتروني بدلالة الغازات النبيلة

تمتاز ذرات عناصر الغازات النبيلة بامتلاء أفلاك مستواها الخارجي بالإلكترونات. ويبيّن الجدول (2) التوزيع الإلكتروني لعدد من الغازات النبيلة.

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

## ✓ أتحقّق:

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

التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر بدلالة الغازات النبيلة.			الجدول (3):
التوزيع بدلالة العنصر النبيل	التوزيع الإلكتروني	العنصر	
$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^5$	Fluorine (F <sub>9</sub> )	
$[\text{Ne}] 3s^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Magnesium (Mg <sub>12</sub> )	
$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	Phosphorus (P <sub>15</sub> )	
$[\text{Ar}] 4s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	Potassium (K <sub>19</sub> )	

36

## القضايا المشتركة ومفاهيمها العابرة للمناهج والمواد الدراسية

\* بناء الشخصية: إدارة الضغوط.

أخبر الطلبة أنّ إدارة الضغوط تُنمّي مهارات التعلّم، مثل: حل المشكلات، وتحديد المهام والأولويات، وإدارة الوقت، والتعامل مع التحديات.



• اطرح على الطلبة السؤال الآتي:

– ما عدد إلكترونات المستوى الخارجي لكل من هذه العناصر؟

عدد إلكترونات المستوى الخارجي لهذه العناصر:  
 $1 = ({}_{19}\text{K}, {}_{11}\text{Na}, {}_{3}\text{Li})$

عدد إلكترونات المستوى الخارجي لهذه العناصر:  
 $6 = ({}_{34}\text{Se}, {}_{16}\text{S}, {}_{8}\text{O})$

• اطرح على الطلبة السؤال الآتي:

– حدد موقع كل من هذه العناصر في الجدول الدوري.

العناصر  $({}_{19}\text{K}, {}_{11}\text{Na}, {}_{3}\text{Li})$  تقع في العمود نفسه من الجدول الدوري، الذي يُسمى المجموعة الأولى (IA)، وجميع عناصر هذه المجموعة تحوي إلكترونًا واحدًا في المستوى الخارجي.

العناصر  $({}_{34}\text{Se}, {}_{16}\text{S}, {}_{8}\text{O})$  تقع في العمود السادس من الجدول الدوري، الذي يُسمى المجموعة السادسة (6A)، وجميع عناصر هذه المجموعة تحوي (6) إلكترونات في المستوى الخارجي.

• يبين للطلبة أن المستوى الخارجي لجميع هذه العناصر يشير إلى الصف الأفقي الذي توجد فيه هذه العناصر، في ما يُعرف برقم الدورة.

• أكد للطلبة أن العناصر التي تقع في المجموعات المبيّنة في الجدول كما في الشكل (4) وينتهي توزيعها الإلكتروني بأفلاك المستوى الفرعي s أو المستوى الفرعي p تُسمى العناصر الممثلة.

## تصنيفُ العناصر Classifying The Elements

بناءً على توزيع العناصر الإلكتروني، فإنه يُمكن تصنيفها في الجدول الدوري؛ بغية تسهيل دراستها، ومعرفة خصائصها الكيميائية والفيزيائية.

يتكوّن الجدول الدوري من (7) دورات تُمثل المستويات الرئيسية للطاقة حول النواة، ويضمُّ أيضًا (18) مجموعة، بحيث ترتب العناصر المتشابهة في خصائصها الكيميائية في مجموعة واحدة. تُقسّم عناصر الجدول الدوري إلى قسمين رئيسيين، هما:

### العناصر الممثلة Representative Elements

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

الشكل (4): العناصر الممثلة في الجدول الدوري.

1 IA H Hydrogen 1.008 1	2 IIA Li Lithium 6.94 3	4 Be Beryllium 9.012 4
11 Na Sodium 22.990 11	12 Mg Magnesium 24.305 12	19 K Potassium 39.098 19
37 Rb Rubidium 85.468 37	38 Sr Strontium 87.62 38	55 Cs Cesium 132.905 55
87 Fr Francium (223) 87	88 Ra Radium (226) 88	

37

13 IIIA B Boron 10.81 13	14 IVA C Carbon 12.01 14	15 VA N Nitrogen 14.007 15	16 VIA O Oxygen 15.999 16	17 VIIA F Fluorine 18.998 17	18 VIIIA Ne Neon 20.180 18
31 Ga Gallium 69.723 31	32 Ge Germanium 72.630 32	33 As Arsenic 74.922 33	34 Se Selenium 78.971 34	35 Br Bromine 79.904 35	36 Kr Krypton 83.798 36
49 In Indium 114.82 49	50 Sn Tin 118.71 50	51 Sb Antimony 121.75 51	52 Te Tellurium 127.60 52	53 I Iodine 126.905 53	54 Xe Xenon 131.29 54
81 Tl Thallium 204.38 81	82 Pb Lead 207.2 82	83 Bi Bismuth 208.98 83	84 Po Polonium (209) 84	85 At Astatine (210) 85	86 Rn Radon (222) 86
113 Nh Nihonium (286) 113	114 Fl Flerovium (289) 114	115 Mc Moscovium (288) 115	116 Lv Livermorium (293) 116	117 Ts Tennessine (294) 117	118 Og Oganesson (294) 118

### الربط بالمعرفة السابقة:

#### تصنيف العناصر.

• ذكّر الطلبة بالجدول الدوري، ثم أسألهم:

– ممّ يتكوّن الجدول الدوري؟

• استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى أن الجدول الدوري يتكوّن من 7 صفوف، تُسمى دورات، و 18 عمودًا تُسمى مجموعات، تتوزع عليها العناصر الكيميائية وفق تزايد أعدادها الذرية، وتشابه خواصها.

### بناء المفهوم:

#### العناصر الممثلة.

• اطرح على الطلبة السؤال الآتي:

– ما التوزيع الإلكتروني لكل من ذرات العناصر والمجموعات الآتية:

$({}_{34}\text{Se}, {}_{16}\text{S}, {}_{8}\text{O})$  و  $({}_{19}\text{K}, {}_{11}\text{Na}, {}_{3}\text{Li})$



## ◀ قراءة الجدول:

● وجه الطلبة إلى دراسة الجدول (4) لتعرف التوزيع الإلكتروني لعناصر الدورة الرابعة من العناصر الانتقالية B.

● اطح على الطلبة السؤال الآتي:

- مستعيناً بالجدول السابق، ما العلاقة بين التوزيع الإلكتروني ورقم مجموعة العنصر الانتقالي؟

استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى أن عدد المستويات يعتمد للدلالة على رقم الدورة في العنصر الانتقالي، شأنه في ذلك شأن العناصر المثلة في تحديد رقم الدورة، في حين يُحدد رقم مجموعة العنصر الانتقالي عن طريق القاعدة (رقم المجموعة = عدد إلكترونات s في المستوى الخارجي + عدد إلكترونات d في المستوى قبل الخارجي). وتنطبق هذه القاعدة على العناصر (3-8) B، وهي التي تبدأ بالعدد الذري (21-28).

● وضح للطلبة أن المجموعة الثامنة B تضم 3 مجموعات (8، 9، 10)، ويُعزى النظر إلى تلك المجموعات بوصفها مجموعة واحدة إلى التشابه الكبير بين عناصرها في الصفات الفيزيائية والكيميائية. وفي حال كان مجموع s و d أكثر من 10 فإنه يُعتمد عدد إلكترونات الفلك s لتحديد رقم المجموعة.

### أبحاث قضيّة للبحث

يختلف التوزيع الإلكتروني لعنصر الكروم Cr وعنصر النحاس Cu عن توزيع بقية العناصر الانتقالية الرئيسية. أبحث في سبب هذا الاختلاف، ثم ناقشه مع زملائي.

تنقسم العناصر الانتقالية Transition Elements إلى قسمين رئيسيين، هما:

- العناصر الانتقالية الرئيسية Transition Elements: تتكوّن هذه العناصر من (10) مجموعات في الجدول الدوري، كما في الشكل (5)، ويضاف الإلكترون الأخير في التوزيع الإلكتروني لذرات عناصرها إلى أفلاك المستوى الفرعي d.
- العناصر الانتقالية الداخلية Inner Transition Elements: تتكوّن هذه العناصر من (14) مجموعة في الجدول الدوري، كما في الشكل (5)، ويضاف الإلكترون الأخير في التوزيع الإلكتروني لذرات عناصرها إلى أفلاك المستوى الفرعي f.

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

$$\text{رقم المجموعة} = \text{إلكترونات } ns + \text{إلكترونات } d(n-1).$$

الجدول (4):	التوزيع الإلكتروني لعناصر الدورة الرابعة الانتقالية.	رقم المجموعة
Scandium (Sc) (21)	[Ar]3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>	3B
Titanium (Ti) (22)	[Ar]3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	4B
Vanadium (V) (23)	[Ar]3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	5B
Chromium (Cr) (24)	[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	6B
Manganese (Mn) (25)	[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	7B
Iron (Fe) (26)	[Ar]3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	8B
Cobalt (Co) (27)	[Ar]3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	8B
Nickel (Ni) (28)	[Ar]3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	8B
Copper (Cu) (29)	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	1B
Zinc (Zn) (30)	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	2B

39

## معلومة إضافية

تسعى العناصر لتحقيق الحد الأدنى من الطاقة للوصول إلى أكثر الحالات استقراراً، وتتمثل هذه الحالة في التوزيع الإلكتروني عند امتلاء أفلاك المستويات بالإلكترونات؛ إذ تُشابه في توزيعها توزيع ذرات العناصر النبيلة. وبالمثل، فإن الأفلاك نصف الممتلئة هي أكثر استقراراً من غيرها؛ ما يُفسّر شذوذ بعض القواعد في التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر، أو اختلاف قيم طاقات التأين كما سيرد لاحقاً.

### أبحاث قضيّة للبحث

وجه الطلبة إلى استخدام الكلمات المفتاحية الآتية: شذوذ التوزيع الإلكتروني، الأفلاك الممتلئة، الأفلاك نصف الممتلئة.

وبحسب الجدول (4)، فإن سبب اختلاف التوزيع الإلكتروني للكروم Cr<sub>24</sub> هو الوصول إلى توزيع أكثر استقراراً؛ ذلك أن التوزيع الإلكتروني المتوقع هو Cr<sub>24</sub>: [Ar] 3d<sup>4</sup> 4s<sup>2</sup> أما التوزيع الحالي فهو: Cr<sub>24</sub>: [Ar] 3d<sup>5</sup> 4s<sup>1</sup> من الملاحظ أن التوزيع الأخير هو أكثر استقراراً؛ ذلك أن أفلاك s و d نصف ممتلئة، وهذه الحالة هي أكثر استقراراً من التوزيع المتوقع.

وبالمثل، فإن توزيع النحاس Cu<sub>29</sub>: [Ar] 3d<sup>10</sup> 4s<sup>1</sup> أكثر استقراراً من التوزيع المتوقع Cu<sub>29</sub>: [Ar] 3d<sup>9</sup> 4s<sup>2</sup>؛ نظراً إلى وجود فلين في حالة امتلاء ونصف امتلاء، وهذه الحالة هي أكثر استقراراً من التوزيع الإلكتروني المتوقع.

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

بعد تعرّف كيفية تحديد موقع العنصر في الجدول الدوري عن طريق التوزيع الإلكتروني، يُمكن أيضًا استخدام بنية الجدول الدوري في تعرّف التوزيع الإلكتروني للعنصر بناءً على موقعه في الجدول الدوري؛ إذ يُلاحظ من الشكل (6) أن الجدول الدوري ينقسم إلى (4) أقسام، وأن كل قسم منها يضم عددًا من الأعمدة مساويًا لسعة المستويات الفرعية التي ينتهي بها التوزيع الإلكتروني. فمثلًا، العناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوى الفرعي s تقع ضمن العمودين: A2 و A1، والعناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوى الفرعي p تقع ضمن الأعمدة (3A-8A)، وكذلك هو حال العناصر الانتقالية الرئيسية.

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

العناصر الممثلة		العناصر الانتقالية الرئيسية													
1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1s	2s	2p										3s			
3s	3p	3d										4s			
4s	4p	4d										5s			
5s	5p	5d										6s			
6s	6p	6d										7s			
7s	7p	7d										8s			
العناصر الانتقالية الداخلية		4f										5f			

#### الربط بالحياة استخدام التيتانيوم في الطب



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

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

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

40

#### الربط بالحياة استخدام التيتانيوم في الطب

• وجّه الطلبة إلى قراءة النص الوارد في بند (الربط بالحياة)، ثم استنتاج صفات التيتانيوم التي جعلته فلزًا منافسًا في الاستخدامات الطبية، وربط تلك الصفات بأفضل النتائج المنشودة من استخدامه، ثم مناقشتهم في استنتاجاتهم؛ للتوصل إلى أن كل فلز يمتاز بعدد من الصفات التي تمنحه أهمية صناعية واقتصادية، مثل التيتانيوم الذي يُعدُّ من أكثر الفلزات صلابة بالرغم من خفة وزنه؛ ما جعل منه فلزًا منافسًا في الاستخدامات الطبية، إضافة إلى قلة نشاطه الكيميائي، وعدم تأثره بالعوامل الخارجية.

✓ **أنحَقِّق:**

بما أن العنصر هو أحد عناصر المجموعة الثانية A، فإن الفلك الخارجي له  $s^2$ ، ولأن الدورة الرابعة تشير إلى رقم المستوى  $n = 4$ ؛ فإن الفلك الأخير  $4s^2$ ، وإن الأفلاك التي تسبقه تملأ، فيصبح توزيعه الإلكتروني  $4s^2 [Ar]$ ، وعدده الذري 20 التوزيع الإلكتروني لأيونات العناصر.

#### ◀ استخدام الصور والأشكال

• وجّه الطلبة إلى دراسة الشكل (6)، ثم أسألهم:

– ما العلاقة بين عدد المجموعات في كل قسم من أقسام الجدول الأربعة وسعة أفلاك كل مستوى فرعي؟

استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى أن الجدول الدوري يتكوّن من أربعة أقسام، وأن كل قسم يحوي عددًا من المجموعات يساوي سعة أفلاك المستويات الفرعية، وأن كل قسم يحوي العناصر التي ينتهي توزيعها بالفلك المشار إليه بالشكل (6)، وبذلك يُمكن تعرّف التوزيع الإلكتروني للعنصر عن طريق موقعه في الجدول الدوري.

### المثال 3

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

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

### المثال 4

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

بالرجوع إلى الشكل (6)، فإن المجموعة الخامسة تُمثل العمود الثالث من منطقة d، وإن رقم الدورة يُمثل رقم المستوى الخارجي n، فيكون المستوى الخارجي  $3d^5$ ، ويكون التوزيع الإلكتروني كما يأتي:  
 $X : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

### التوزيع الإلكتروني لأيونات العناصر

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

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

### مثال إضافي

أكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر من الدورة الرابعة والمجموعة الثالثة (B).  
الحل:



### مثال إضافي

ما العدد الذري لعنصر من الدورة الرابعة والمجموعة السابعة (B)؟  
الحل:



بناءً على التوزيع الإلكتروني، فإن العدد الذري هو 25

### المناقشة:

#### التوزيع الإلكتروني لأيونات العناصر.

وضّح للطلبة أن بعض الذرات تميل إلى كسب الإلكترونات أو فقدها للوصول إلى الحد الأدنى من الطاقة. ماذا تُسمى هذه العملية؟ ما الناتج منها؟ استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى أن الذرات تتحوّل إلى أيونات مختلفة الشحنة إثر عمليتي الفقد والكسب.

ناقش الطلبة في مفهوم الذرة المتعادلة، وتساوي عدد البروتونات الموجبة والإلكترونات السالبة فيها، للتوصل إلى مفهوم التأين، وهو نتاج عمليتي كسب الإلكترونات وفقدها، التي تطل إلكترونات المستوى الأخير (إلكترونات التكافؤ).

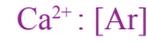
## ◀ المناقشة:

- ناقش الطلبة في حل المثالين (5) و (6)، ثم اطلب إليهم حل المثالين الآتيين:

### مثال إضافي

- اكتب التوزيع الإلكتروني للأيون  $Ca^{+2}$

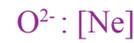
الحل:



### مثال إضافي

- اكتب التوزيع الإلكتروني للأيون  $O^{-2}$

الحل:



## المثال 5

أكتب التوزيع الإلكتروني لأيون المغنيسيوم  $_{12}Mg^{2+}$ .  
الحل:

التوزيع الإلكتروني للمغنيسيوم هو  $_{12}Mg: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ، أما أيون المغنيسيوم  $_{12}Mg^{2+}$  فيملك 10 إلكترونات؛ لأنه فقد إلكترونين للوصول إلى التوزيع الذي يُشبه التوزيع الإلكتروني للعنصر النبيل، فيكون توزيعه الإلكتروني  $_{12}Mg^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6$ ، ويمكن كتابة هذا التوزيع بدلالة العنصر النبيل  $_{12}Mg^{2+}: [Ne]$ .

## المثال 6

أكتب التوزيع الإلكتروني لأيون النتروجين  $_{7}N^{3-}$ .  
الحل:

التوزيع الإلكتروني للنتروجين هو  $_{7}N: 1s^2 2s^2 2p^3$ ، أما أيون النتروجين  $_{7}N^{3-}$  فيتسج من كسب 3 إلكترونات، فيصبح عدد الإلكترونات 10 إلكترونات، ويكون توزيعه الإلكتروني:  $_{7}N^{3-}: 1s^2 2s^2 2p^6$ ، أو  $_{7}N^{3-}: [Ne]$ .

تكوّن العناصر الانتقالية الرئيسية أيونات موجبة عند فقد عدد من الإلكترونات؛ إذ إنها تفقد الإلكترونات من المستوى الفرعي s الخارجي، ثم من المستوى الفرعي d.

42

## طريقة أخرى للتدريس

- اطلب إلى الطلبة تفسير الشحنة الموجبة والشحنة السالبة للأيون، بالمقارنة بين عدد البروتونات الموجبة في النواة وعدد الإلكترونات السالبة بعد عملية كسب الإلكترونات أو فقدها.
- وجه الطلبة إلى توزيع بعض أيونات العناصر الممثلة توزيعاً إلكترونياً، ثم مقارنته بالتوزيع الإلكتروني لذراتها الأصلية.
- وضح للطلبة أنّ عملية فقد الإلكترونات في العناصر الانتقالية لتكوين أيوناتها الموجبة تختلف عنها في العناصر الممثلة؛ إذ تبدأ عملية فقد الإلكترونات من الفلّك s الخارجي، ثم من أفلاك المستوى d.

## المثال 7

اكتب التوزيع الإلكتروني لأيون التيتانيوم  $Ti^{3+}$ .

الحل:

التوزيع الإلكتروني لفلز التيتانيوم هو  $Ti: [Ar] 3d^2 4s^2$ ، وفي حال فقد 3 إلكترونات (إلكترونات) من المستوى 4s، وإلكترون من المستوى 3d، فإنه يتحول إلى أيون التيتانيوم  $Ti^{3+}$ ، ويصبح توزيعه الإلكتروني:  $Ti^{3+}: [Ar] 3d^1$ .

تحقق: اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الأيونات الآتية:  $Ca^{2+}$ ،  $S^{2-}$ ،  $Ni^{2+}$ ،  $Fe^{3+}$ .

تحقق: ✓



التقويم

3

## مراجعة الدرس

## مراجعة الدرس

1 - أدرس العناصر في الجدول الآتي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

العنصر	O	Al	Cl	Co	As
العدد الذري	8	13	17	27	33

أ - اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر الواردة ذكرها في الجدول.

ب - أعدد رقم الدورة ورقم المجموعة لكل من هذه العناصر.

ج - أي العناصر يعدُّ عنصرًا انتقاليًا؟ أيها يعدُّ عنصرًا ممثلًا؟

د - أعدد عدد الإلكترونات المنفردة في كل عنصر من العناصر الآتية: O، Cl، Co.

هـ - أستنتج العدد الذري لعنصر يقع في الدورة الرابعة ومجموعة العنصر Cl.

و - أستنتج العدد الذري لعنصر يقع في المجموعة الثالثة ودورة العنصر O.

ز - اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الأيونين:  $Al^{3+}$  و  $As^{3-}$ .

2 - أعدد العدد الذري لعنصر ينتهي التوزيع الإلكتروني لأيونه الثنائي السالب بالمستوى الفرعي  $3p^6$ .

3 - أعدد العدد الذري لعنصر ينتهي التوزيع الإلكتروني لأيونه الثلاثي الموجب بالمستوى الفرعي  $4d^4$ .

43

1

العنصر	O	Al	Cl	Co	As
أ - التوزيع الإلكتروني:	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 3p^3$
ب - رقم الدورة:	2	3	3	4	4
رقم المجموعة:	6	3	7	8	5
ج - انتقالي/ ممثل:	عنصر ممثل.	عنصر ممثل.	عنصر ممثل.	عنصر انتقالي.	عنصر ممثل.
د - الإلكترونات المنفردة:	2	1	1	3	3

هـ - 35

و - 16

ز -  $Al^{3+}: 1s^2 2s^2 2p^6$  ،  $As^{3-}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 3p^6$

16

2

25

3

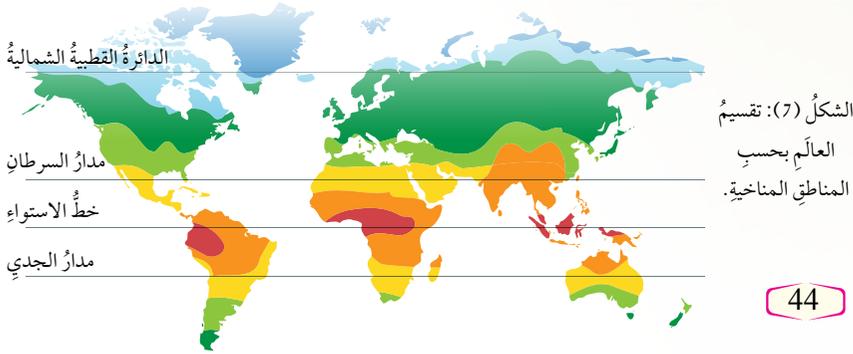
الخصائص الدورية للعناصر

Periodic Properties of the Elements

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

نصف القطر الذري Atomic Radius

يُعدُّ الحجم الذري إحدى الخصائص المهمة التي تُحدَّد السلوك العام للذرات. ولما كانت الذرات تختلف في ما بينها، فإنه يُعبَّر عن حجوم ذرات الفلزات بمصطلح **نصف القطر الذري Atomic Radius**، وهو "نصف المسافة الفاصلة بين ذرتين مُجاورتين في البلورة الصلبة لعنصر الفلز". ويُعبَّر عن حجوم ذرات اللافلزات بمصطلح نصف القطر التساهمي، وهو "نصف المسافة بين نوأني ذرتي عنصر في الحالة الغازية بينهما رابطة تساهمية".



44

- الفت انتباه الطلبة إلى تدرُّج الخصائص الفيزيائية والكيميائية في المجموعة الواحدة في الجدول الدوري، ثم اكتب على اللوح التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر.

القضايا المشتركة ومفاهيمها العابرة للمناهج والمواد الدراسية

\* القضايا البيئية: التوازن البيئي.

وجّه الطلبة إلى اتباع سلوكيات حياتية تُسهم في الحفاظ على البيئة بصورة مستدامة.

الخصائص الدورية للعناصر

Periodic Properties of the Elements

1 تقديم الدرس

الفكرة الرئيسية:

- مهَّد للدرس بالقول إنَّ للعناصر عدداً من الصفات الفيزيائية والخواص الكيميائية التي يُؤثر فيها مباشرةً موقعها في الجدول الدوري.

الربط بالمعرفة السابقة:

- ذكّر الطلبة بما درسوه عن التوزيع الإلكتروني، والخصائص العامة للعناصر في المجموعات المثلثة، ثم اطرح عليهم السؤالين الآتيين:  
- ما العلاقة التي تربط بين التوزيع الإلكتروني للذرة وخصائصها الفيزيائية والكيميائية؟  
- ما الصفات المتعلقة بعدد المستويات الرئيسة للذرة؟

- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى أنَّ التوزيع الإلكتروني يُسهم في تحديد عدد من الصفات الفيزيائية، مثل الحجم الذري الذي يُؤثر في عدد من الخصائص الفيزيائية والكيميائية.

التكامل مع الجغرافيا:

- لجذب انتباه الطلبة إلى موضوع الدرس، اعرض أمامهم خريطة العالم المناخية الموضَّحة في الشكل (7)، مُبيِّناً معنى وحدة الألوان عليها، ومستعيناً بمفتاحها لتفسير المناطق المتشابهة فيها من حيث المناخ بناءً على دوائر العرض، ثم صِف لهم كيف تُحدَّد مواقع العناصر في الجدول الدوري وخصائصها.

2 التدريس

اطرح على الطلبة السؤال الآتي:

- تتغيَّر المساحة بين قاعدة الهرم ورأسه، فهل يكون هذا التغيُّر منتظماً أم عشوائياً؟
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى أنَّ الحجم يزداد بشكل منتظم كلما انتقلنا من أعلى الهرم إلى قاعدته، وأنَّ هذا يُشبه كثيراً طريقة تغيُّر الصفات في الجدول الدوري؛ سواء أكان ذلك في الدورة الواحدة، أم في المجموعة الواحدة.

## ◀ استخدام الصور والأشكال:

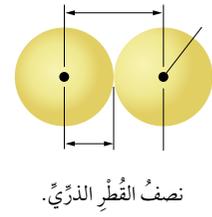
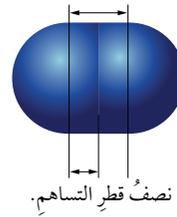
- وجّه الطلبة إلى دراسة الشكل (8) الذي يُمثّل نصف القطر الذريّ، ثم اطلب إليهم تحديد البُعدين (المسافتين) المشار إليهما فيه.
- اطلب إلى الطلبة المقارنة بين تعريفي مفهوم نصف القطر الذريّ، وتوظيفهما في ترميز البُعدين بالرقم (1)، والرقم (2)، وتفسيرهما.
- مثل بخريطة مفاهيمية علاقة مفهوم نصف القطر الذريّ بمفهومي عدد الكم الرئيس (n)، وشحنة النواة الفعّالة، مُبيناً أنّهما من العوامل التي تُغيّر نصف القطر تدريجيّاً في المجموعة الواحدة، أو في الدورة الواحدة في الجدول الدوري، وأنّه يُمكن إثراء هذه الخريطة باستخدام المفاهيم والمصطلحات الآتية:
- الاتجاه، الدورة الواحدة، اليسار، اليمين، المجموعة الواحدة، الأعلى، الأسفل، إلكترونات التكافؤ، العدد الذريّ، أدوات الربط المناسبة (من، إلى، ...).

## نشاط سرّي

### شحنة النواة الفعّالة.

- اعرض أمام الطلبة مغناطيساً وكمية قليلة من برادة الحديد، ثم ضع البرادة على ورقة، ثم حرّكها بتحريك المغناطيس أسفل الورقة.
- وجّه الطلبة إلى ملاحظة تأثير المغناطيس فيها.
- كرّر العملية باستعمال عدد من الأوراق (30 ورقة) بدلاً من الورقة.
- وجّه الطلبة إلى ملاحظة التغيّر في تأثير المغناطيس فيها.
- كرّر العملية بوضع البرادة على غلاف كتاب، ثم اطلب إلى الطلبة ذكر مشاهداتهم وتفسيرها.
- بيّن للطلبة أنّ الإلكترونات في المستويات الداخلية (الإلكترونات الحاجبة) تُؤثّر في جذب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي (إلكترونات التكافؤ).
- ناقش الطلبة في استنتاجاتهم لمفهوم شحنة النواة الفعّالة للتوصّل إلى أنّ شحنة النواة الفعّالة هي مقدار الشحنة المؤثّرة فعليّاً في إلكترونات المستوى الخارجي.

الشكل (8): نصف القطر الذريّ.



يقاس نصف القطر الذريّ بوحدة البيكومتر Picometers (تساوي  $10^{-12}$  م)، أنظر الشكل (8).

يتغيّر نصف القطر والحجم الذريّ تدريجيّاً في الجدول الدوريّ؛ سواءً أكان ذلك في الدورة الواحدة، أم في المجموعة الواحدة، تبعاً لعاملين اثنين، هما:

### • عدد الكم الرئيس (n): Principal Quantum Number

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

### • شحنة النواة الفعّالة Effective Nuclear Charge

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

## ◀ تعزيز:

- وضح للطلبة أنّه عند تمثيل الذرة بشكل كرة فإنّه يُمكن التعبير عن حجمها عن طريق نصف القطر. غير أنّ تحرك إلكترونات الذرة حول النواة على شكل سحابة حال دون قياس نصف قطر الذرة قياساً دقيقاً؛ لذا اعتمد العلماء ما يُسمّى نصف القطر الذريّ (Atomic Radius).
- أخبر الطلبة أنّ الحجم الذريّ هو من الخواص المهمة التي تُحدّد السلوك العام للذرات.

## استخدام الصور والأشكال:

- وجّه الطلبة إلى دراسة الشكل (9) الذي يُمثّل نصف القطر، والحجم الذري للذرات في الجدول الدوري وعلاقة ذلك بحجم الذرات، ونصف القطر في المجموعة الواحدة، والدورة الواحدة.

✓ أتحقّق:

1. Ba

2. S

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Gs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

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

أحد رموز العنصر الأكبر حجمًا.

لإلكترونات التكافؤ، فيزداد اقترابها من النواة، ويقبل نصف القطر، ثم يقل الحجم الذري.

✓ أتحقّق:

أي الذرتين أكبر حجمًا: Ba أم Be؟

أي الذرتين أصغر حجمًا: Al أم S؟

## المثال 8

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

الحل:

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

46



## إجابة سؤال الشكل (9):

العنصر الأكبر حجمًا هو Cs.

أيون  $F^{-1}$  أكبر حجماً من أيون  $Na^{+1}$  بالرغم من امتلاك الأيونين التوزيع الإلكتروني نفسه، فإن عدد البروتونات الموجبة في أيون الصوديوم أكبر من عددها في أيون الفلور؛ ما يزيد من جذب الإلكترونات، فيقل حجمها.

### طريقة أخرى للتدريس نصف القطر الأيوني

#### بناء نموذج.

- اطلب إلى 3 طلبة عمل حلقة دائرية بشبك أيديهم بعضها ببعض، ثم اطلب إلى اثنين آخرين الانضمام إلى الحلقة، ثم اطلب إلى اثنين آخرين أيضاً الانضمام إلى الحلقة، ثم اسأل الطلبة:
  - أي حلقات الطلبة أكبر؟ إجابة مُحتملة: المجموعة الأخيرة (7 طلبة).
  - أي حلقات الطلبة أصغر؟ إجابة مُحتملة: المجموعة الأولى (3 طلبة).
- ما العلاقة بين أعداد الطلبة وحجم الحلقات الدائرية؟ إجابة مُحتملة: العلاقة طردية؛ فكلما زاد عدد الطلبة زاد حجم الحلقات الدائرية.
- إذا كان عدد الطلبة يُمثل إلكترونات التكافؤ، وحجم الشكل الدائري يُمثل الحجم الأيوني، فما العلاقة بين عدد إلكترونات التكافؤ والحجم الأيوني؟ إجابة مُحتملة: العلاقة طردية؛ فكلما زاد عدد إلكترونات التكافؤ زاد التنافر بينها، ثم زاد الحجم الأيوني.
- أخبر الطلبة أن الأيونات السالبة أكبر حجماً من ذراتها، بسبب زيادة التنافر بين إلكترونات التكافؤ، وأن الأيونات الموجبة تكون دائماً أصغر حجماً من ذراتها المتعادلة، بسبب فقدان إلكترونات من مستوى الذرة الخارجي، فيزداد جذب الإلكترونات المتبقية بواسطة النواة.
- وجه الطلبة إلى دراسة المثال (9).

✓ **تحقق:** حجم أيون الأكسجين  $O^{2-}$  أكبر من حجم ذرته.

### نصف القطر الأيوني Ionic Radius

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

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

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

✓ **تحقق:** أيهما أكبر حجماً: ذرة الأكسجين O أم أيون الأكسيد  $O^{2-}$ ؟

### المثال 9

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

الحل:

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

### المناقشة:

- ناقش الطلبة في أثر اكتساب الذرة للإلكترونات على نصف قطر الأيون السالب، وزيادته بزيادة الإلكترونات المكتسبة، ثم ناقشهم في أثر فقد الذرة للإلكترونات، وتناقص قطر الأيون الموجب بزيادة عدد الإلكترونات المفقودة.

### مثال إضافي

- وضح أثر شحنة النواة الفعالة في حجوم ذرات العناصر الآتية:



الحل:

زيادة العدد الذري لعنصر الدورة الواحدة تزداد شحنة النواة الفعالة، ويقل الحجم الذري.

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

الشكل (10): حجْمُ الأيوناتِ الموجبةِ والأيوناتِ السالبةِ وذراتها بوحدة (pm).

### استخدام الصور والأشكال:

- وجّه الطلبة إلى دراسة الشكل (10) الذي يُمثّل حجْم الأيونات الموجبة والأيونات السالبة التي وحدة ذراتها (pm)، ثم اسألهم:  
- ماذا ينتج من مقارنة الحجم الأيوني للمغنيسيوم الثنائي الموجب بذرّته؟  
- ماذا ينتج من مقارنة أيون اليود الأحادي السالب بذرّته؟

• وجّه الطلبة إلى دراسة المثال (10).

- يبيّن للطلبة التوزيع الإلكتروني لكلّ من أيون البوتاسيوم الأحادي الموجب، وذرّته، وأيون الكلور الأحادي السالب وذرّته. وكذلك تأثير عدد المستويات الرئيسة الممتلئة بالإلكترونات في حجم الأيون، مُفسِّراً العلاقة بين عدد إلكترونات المستوى الخارجي للأيون وحجمه.

### المنافشة:

- ناقش الطلبة في حل المثال (11)، ثم اطلب إليهم حل مثال إضافي.

### مثال إضافي

• رتّب ما يأتي تصاعدياً:

- أيون موجب، أيون سالب، ذرّة متعادلة.
- ثم اكتبها بوصفها قاعدة عامة.

- فسّر: كسب الإلكترونات يؤدي إلى زيادة حجم الأيون.

### المثال 10

أُفَارِنُ بَيْنَ حَجْمِ ذَرَّةِ عَنصرِ الكلور  ${}_{17}\text{Cl}$  وحجم أيونها السالب  ${}_{17}\text{Cl}^-$ .

الحل:

بناءً على التوزيع الإلكتروني لذرة الكلور:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ، وتوزيع أيون الكلوريد:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ، فإنّ كلّاً من هذه الذرّة وأيونها السالب يملك العدد نفسه من المستويات الرئيسة  $n$ ، وإنّ عدد إلكترونات المستوى الخارجي للأيون يزداد نتيجة كسب الإلكترونات؛ ما يؤدي إلى زيادة التنافر بينها، فيزداد حجم الأيون.

## الاتجاهات الدورية في الحجم الأيوني

الهدف: بيان علاقة الحجم الأيوني بالعدد الذري.

زمن التنفيذ: 20 دقيقة.

المهارات العلمية: المقارنة، الوصف، التفسير، التنبؤ.

المواد والأدوات: ورق رسم بياني، أقلام تلوين، ورق أبيض (A4).

### خطوات العمل:

1 استخدام ورق الرسم البياني في كتاب الأنشطة والتجارب العملية؛ ثم اطلب إلى الطلبة عمل تمثيل نقطي لنصف القطر الأيوني مقابل العدد الذري، وتحديد على الرسم البياني على نحو واضح دقيق.

2 وجه الطلبة إلى توصيل نقاط الرسم باليد، وعدم استعمال المسطرة؛ على أن يمر الخط المرسوم بأكثر عدد من النقاط الممثلة.

3 اطلب إلى الطلبة استعمال لونين مختلفين: لون للمجموعة الواحدة، ولون آخر للدورة الواحدة.

### النتائج المتوقعة:

رسومات مختلفة.

### التحليل والاستنتاج:

1. **أقارن:** حجم الذرة أكبر من حجم أيونها الموجب، وأصغر من حجم أيونها السالب.

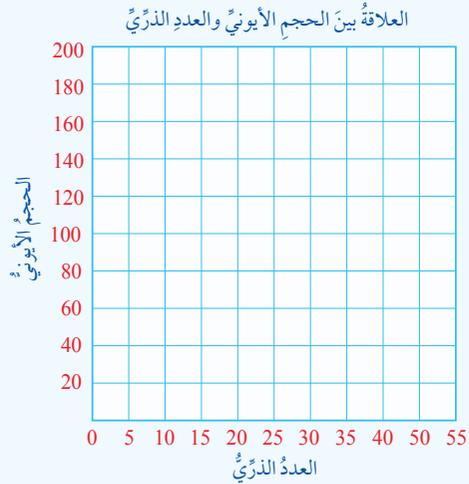
2. تتناقص أنصاف أقطار الأيونات في الدورة الواحدة على مرحلتين؛ الأولى: تناقص أيونات عناصر المجموعة الأولى، والثانية، والثالثة. الثانية: تناقص أيونات عناصر المجموعة الخامسة، والسادسة، والسابعة.

3. تزداد أنصاف أقطار الأيونات في المجموعة الواحدة بالانتقال من أعلى إلى أسفل.

4. تتناقص حجوم الأيونات الموجبة لفقدتها الإلكترونات؛ ما يؤدي إلى تقليل التنافر بين إلكترونات التكافؤ، أو نقصان عدد المستويات الرئيسة. أما الأيونات السالبة فيزداد حجمها لزيادة عدد إلكترونات التكافؤ، وزيادة التنافر بين الإلكترونات.

5. ستعدّد إجابات الطلبة.

## الاتجاهات الدورية في الحجم الأيوني



المواد والأدوات: ورق رسم بياني، أقلام تلوين.

### خطوات العمل:

- 1- مستخدماً قيم أنصاف أقطار الذرات والأيونات الواردة في الشكل (10)، أحنّد على ورق الرسم البياني نقاطاً تمثل نصف القطر الأيوني مقابل العدد الذري.
- 2- أصل بين النقاط الناتجة من عناصر الدورة الواحدة باستخدام قلم تلوين.
- 3- أصل بين النقاط الناتجة من عناصر المجموعة الواحدة باستخدام قلم تلوين مختلف.

### التحليل والاستنتاج:

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

## أداة التقويم: قائمة رصد.

## استراتيجية التقويم: الملاحظة.

الرقم	معايير الأداء	نعم	لا
1	يوضّح المقصود بالمرّكبات الأيونية.		
2	يرسم العلاقة بين نصف القطر الأيوني والعدد الذري بياناً بصورة صحيحة.		
3	يتوصّل إلى العلاقة بين حجوم الذرات وأيوناتها.		
4	يفسّر تفسيراً صحيحاً سبب التغير في حجوم الأيونات في المجموعة الواحدة.		
5	يُدوّن النتائج التي توصّل إليها بصورة صحيحة.		
6	يعرض النتائج التي توصّل إليها بصورة صحيحة.		
7	يفسّر سبب عدم توصيل المركّبات الأيونية الصلبة للتيار الكهربائي.		

- ذكر الطلبة بمفهوم الأيون، ثم اطلب إليهم قراءة تعريف طاقة التأين: «الحد الأدنى من الطاقة لنزع الإلكترون الأبعد عن النواة في الحالة الغازية للذرة، أو الأيون».

اطرح على الطلبة السؤالين الآتيين:

- أيهما أسهل: نزع الإلكترون من الذرة أم من الأيون؟
- أيهما أسهل: نزع الإلكترون من فلك 3s أم من فلك 2p؟

- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى العلاقة بين طاقة التأين والحجم الذري.

### طاقة التأين Ionization Energy

إنَّ عملية تحوُّل الذرَّة المُتعادلة إلى أيونٍ موجبٍ عن طريق فقدها إلكترونًا واحدًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ تتطلب تزويد الذرَّة بطاقة كافية لنقل الإلكترون إلى المستوى اللانهائي، حيث يفقد ارتباطه بها، ولا يكون لها أيُّ تأثيرٍ فيه.

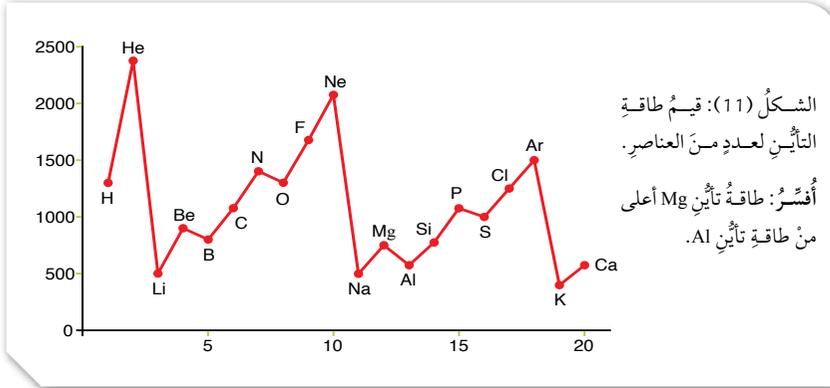
تُعبّر هذه الطاقة عن قوَّة ارتباط الإلكترون بالنواة، وصعوبة نزعها من الذرَّة، وتُعدُّ مؤشرًا لنشاط العنصر في التفاعلات الكيميائية، وتُعرف **بطاقة التأين Ionization Energy**، وهي "الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأبعد عن النواة في الحالة الغازية للذرَّة أو الأيون". يُعبّر عن طاقة التأين بالمعادلة الآتية:



يعتمد تحديد مقدار طاقة التأين على قوَّة التجاذب بين بروتونات النواة والإلكترونات؛ فكلما ازداد نصف القطر الذري أصبحت الإلكترونات أبعد عن النواة، وأقل ارتباطًا بها، فيقل مقدار طاقة التأين. وبزيادة شحنة النواة الفعالة (مع بقاء عدد مستويات الطاقة ثابتًا) يزداد جذب النواة للإلكترونات المستوى الخارجي؛ ما يزيد من مقدار طاقة التأين، أنظر الشكل (11) الذي يبيِّن قيم طاقة التأين لعدد من العناصر.

### الربط بالرياضيات

توجد صلة وثيقة بين الصفات الدورية للعناصر الكيميائية والأنماط في مبحث الرياضيات؛ إذ تتكرَّر الصفات وفق تسلسل مُحدَّد في المجموعة الواحدة والدورة الواحدة، ويُمكن التنبؤ بصفة العنصر قياسًا على نمط التغيير في الدورة والمجموعة.

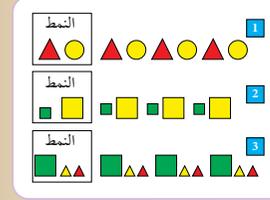


50

### استخدام الصور والأشكال:

- اطلب إلى الطلبة قراءة قيم طاقة التأين لعدد من العناصر الواردة في الشكل (11).
- شارك الطلبة في قراءة قيم طاقة التأين لكل من العناصر الآتية: الكبريت، والأرغون، والكربون. ثم اسألهم:
- ماذا تُسمَّى الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من ذرَّة متعادلة؟
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى المفهوم الصحيح.
- بيِّن للطلبة أنَّ الذرَّة عندما تفقد إلكترونًا أو تكتسب إلكترونًا، فإنَّها تصبح أيونًا، وأنَّ الإلكترون يرتبط بالنواة بقوة تتناسب طرديًا مع الشحنة الموجبة للنواة، وأنَّه يُعبَّر عن هذه الطاقة بوحدة كيلو جول/مول.
- فسِّر للطلبة سبب زيادة طاقة التأين للعناصر النبيلة مقارنةً بالعناصر الأخرى. ينطبق هذا التفسير على الحالات الشاذة في طاقات التأين بين عناصر المجموعة الثانية والمجموعة الثالثة، وعناصر المجموعة الخامسة والمجموعة السادسة.
- وضح للطلبة معنى الرموز الآتية الواردة في حاشية الكتاب: ط 1، ط 2، ط 3، ثم اسألهم: ماذا تُسمَّى الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من أيون أحادي أو ثنائي موجب؟

### ربط الكيمياء بالرياضيات



- راجع الطلبة في ما درسوه عن الأنماط في الرياضيات كما في الشكل المجاور.

- بيِّن للطلبة أنَّ صفات العناصر تتكرَّر في المجموعة الواحدة والدورة الواحدة، مثل النمط في علم الرياضيات، عند تكرار شكل، أو متسلسلة رقمية بقاعدة معينة.
- أخبر الطلبة أنَّ علم الكيمياء وظَّف قاعدة النمط في الاستقصاء، والتنبؤ بخصائص عنصر ما عن طريق خصائص الدورة، أو المجموعة التي يقع فيها؛ لتكرار الصفات فيها بشكل دوري.

### إجابة سؤال الشكل (11):

الفلك الخارجي في المغنيسيوم  $3s^2$ ؛ أي ممتلئ؛ لذا يلزم توافر طاقة أعلى لنزع إلكترون من s؛ لأنَّه أكثر استقرارًا في  $3p^1$  في الألمنيوم.

### المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

قد يعتقد بعض الطلبة أنَّ صفات جميع العناصر في المجموعة الواحدة والدورة الواحدة متشابهة، بناءً على تكرار الصفات الدورية لعناصر الجدول الدوري؛ لذا أخبرهم أنَّه توجد بعض الاستثناءات التي تظهر بوصفها هوية فريدة تُميِّز عنصرًا ما، وتُحيده عن القاعدة النمطية ليكون استثناءً، وما أكثرها في علم الكيمياء!

### أفكر

لأن طاقة التأين الثالثة تعني الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من أيون المغنيسيوم  $Mg^{2+}$ ، الذي يُشبه توزيعه الإلكتروني لتوزيع الإلكترون للغاز النبيل Ne.

✓ **أتحقق:**  $He > Ne > C > Li > Na$

### بناء المفهوم:

### الألفة الإلكترونية.

- اطرح على الطلبة السؤال الآتي:  
بما أن عملية نزع الإلكترون تحتاج إلى طاقة، فما الذي يحصل عند إضافة إلكترون إلى الذرة؟
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى مفهوم الألفة الإلكترونية، وأنها من الخواص التي تتغير في الجدول الدوري، وأن معظم العناصر قيم ألفة إلكترونية سالبة.
- ذكّر الطلبة بما تعلّموه عن طاقة التأين، ثم اسألهم:  
- إذا وضعت كتابًا في حقيبتك المدرسية الثقيلة، فماذا سيحدث لطاقتك؟
- اقبل الإجابات المنطقية والصحيحة، وهي:  
ستقل طاقتي، أو ستنفد طاقتي.
- ثم اسأل الطلبة:  
- ماذا سيحدث لطاقة الذرة عند إضافة إلكترون إلى أحد مستويات الطاقة؟
- اطلب إلى أحد الطلبة كتابة تعريف الألفة الإلكترونية على اللوح، وكذلك المعادلة العامة التي تمثل الألفة الإلكترونية للعنصر الافتراضي (M) في الحالة الغازية.

### تعزيز:

- اكتب على اللوح معادلات التأين الثلاث العامة الواردة في الكتاب، ثم شارك الطلبة في تحديد موقع الطاقة في معادلات التأين السابقة.
- فسّر للطلبة سبب وجود الطاقة في معادلات التأين.

### أفكر:

قيم طاقة التأين للمغنيسيوم  $^{12}Mg$  هي كما يأتي:  
ط = 738، ط = 1451، ط = 7730، ط = 10540.

a. اكتب معادلة تمثل طاقة التأين الثانية.

b. أفسّر سبب ارتفاع قيمة طاقة التأين الثالثة مقارنة بطاقة التأين الأولى والثانية.

بِلاَ حَظٍّ مِنَ الشَّكْلِ زِيَادَةُ قِيَمِ طَاقَةِ التَّأْيِنِ لِلعُنَاصِرِ النَبِيلَةِ مَقَارَنَةً بِذَرَاتِ العُنَاصِرِ الأُخْرَى، وَزِيَادَةُ قِيَمِ طَاقَةِ التَّأْيِنِ فِي الدُّورَةِ الوَاحِدَةِ عَامَّةً عِنْدَ زِيَادَةِ العَدَدِ الذَّرِّيِّ للعُنَاصِرِ، وَانخِصَافُ قِيَمِ طَاقَةِ التَّأْيِنِ فِي المَجمُوعَةِ الوَاحِدَةِ عِنْدَ الاتِّجَاهِ مِنَ الأَعْلَى إِلَى الأَسْفَلِ؛ نَظَرًا إِلَى زِيَادَةِ عَدَدِ مَستَوياتِ الطَّاقَةِ الرَّئِيسِيَّةِ.

تَفقَدُ بَعضُ العُنَاصِرِ النَبِيلَةِ، وَيختَلِفُ مَقْدَارُ الطَّاقَةِ اللَازِمَةِ لِنَزَعِ الإِلِكْتَرُونَاتِ مِنَ الذَّرَّةِ نَفْسِهَا، وَتُعرَفُ الطَّاقَةُ اللَازِمَةُ لِنَزَعِ الإِلِكْتَرُونِ مِنَ الذَّرَّةِ المُتَعَادِلَةِ بِطَاقَةِ التَّأْيِنِ الأَوَّلَى، أَمَّا الطَّاقَةُ اللَازِمَةُ لِنَزَعِ الإِلِكْتَرُونِ مِنَ الأَيُونِ الأَحَادِيَّ المَوجِبِ فَتُسمَّى طَاقَةُ التَّأْيِنِ الثَّانِيَّةِ، وَهَكَذَا يُعبَّرُ عَنَ طَاقَةِ التَّأْيِنِ الثَّانِيَّةِ بِالمَعَادِلَةِ الآتِيَّةِ:



وَيُعبَّرُ عَنَ طَاقَةِ التَّأْيِنِ الثَّالِثَةِ بِالمَعَادِلَةِ الآتِيَّةِ:



تَزدَادُ قِيَمُ طَاقَةِ التَّأْيِنِ اللَازِمَةِ لِنَزَعِ الإِلِكْتَرُونِ مِنَ الأَيُونَاتِ عَلَيَّهَا مِنَ الذَّرَّةِ المُتَعَادِلَةِ، فَنَجِدُ أَنَّ طَاقَةَ التَّأْيِنِ الثَّانِيَّةِ أَعْلَى مِنَ طَاقَةِ التَّأْيِنِ الأَوَّلَى، وَأَنَّ طَاقَةَ التَّأْيِنِ الثَّالِثَةِ أَعْلَى مِنَ طَاقَةِ التَّأْيِنِ الثَّانِيَّةِ للعُنَاصِرِ نَفْسِهِ؛ نَظَرًا إِلَى زِيَادَةِ جَذِبِ النَوَاةِ لِلإِلِكْتَرُونَاتِ فِي الأَيُونَاتِ.

✓ **أتحقق:** أرَّبُّ العُنَاصِرِ الآتِيَّةِ تَبَعًا لَزِيَادَةِ طَاقَةِ التَّأْيِنِ:

Li، C، Na، He، Ne

### الألفة الإلكترونية Electron Affinity

عِنْدَ إِضَافَةِ إِلِكْتَرُونِ إِلَى الذَّرَّةِ، فَإِنَّهُ يَدْخُلُ أَحَدَ مَستَوياتِ الطَّاقَةِ فِي الذَّرَّةِ، وَيخضعُ لِقُوَّةِ جَذِبِ النَوَاةِ، فَتَقَلُّ طَاقَةُ وَضْعِهِ؛ مَا يُسَبِّبُ انبِعَاطَ مَقْدَارٍ مُعَيَّنٍ مِنَ الطَّاقَةِ، فَتَتَغَيَّرُ طَاقَةُ الذَّرَّةِ بِوَجْهِ عَامٍّ لِلوَصُولِ إِلَى حَالَةِ الحَدِّ الأَدْنَى مِنَ الطَّاقَةِ، وَإِلَى الحَالَةِ الَّتِي هِيَ أَكثَرُ اسْتِقْرَارًا. يُطَلَّقُ عَلَى مَقْدَارِ التَّغْيِيرِ فِي الطَّاقَةِ المُقْتَرِنِ بِإِضَافَةِ إِلِكْتَرُونِ إِلَى الذَّرَّةِ المُتَعَادِلَةِ فِي

### توظيف التكنولوجيا

- ابحث في المواقع الإلكترونية الموثوقة عن مقاطع فيديو تعليمية، أو عروض تقديمية جاهزة عن موضوع الاستثناءات لقيم طاقة التأين لكل من العناصر الآتية، وتفسيرها، علمًا بأنه يُمكنك إعداد عروض تقديمية تتعلق بموضوع الدرس: الأكسجين، والنيتروجين، والمغنيسيوم، والألمنيوم.
- شارك الطلبة في هذه المواد التعليمية عن طريق الصفحة الإلكترونية للمدرسة، أو تطبيق التواصل الاجتماعي (الواتس آب)، أو إنشاء مجموعة على تطبيق (Microsoft teams)، أو استعمال أي وسيلة تكنولوجية مناسبة بمشاركة الطلبة وذويهم.

## بناء المفهوم:

### السالبية الكهربائية

- وضّح للطلبة أنه يُمكن حساب السالبية الكهربائية للعناصر، والتعبير عنها بوحدات مطلقة بمقياس باولنج للسالبية الكهربائية، وأنه تُوصّل إلى هذا المقياس العددي بناءً على عوامل عدّة تتضمّن طاقات التأين للعناصر.

### استخدام الصور والأشكال:

- وجّه الطلبة إلى دراسة الشكل (12) الذي يُمثّل قيم السالبية الكهربائية لعدد من عناصر الجدول الدوري، ثم أسألهم عن التدرّج في السالبية الكهربائية للمجموعة الواحدة والدورة الواحدة.

- اطلب إلى أحد الطلبة قراءة تعريف السالبية الكهربائية قراءة جهريّة، مستعيناً بقيم السالبية الكهربائية.

- فسّر سبب قيمة السالبية الكهربائية العالية للفلور، والعلاقة بين نصف قطر الذرّة وقدرتها على جذب الإلكترونات المشتركة إليها.

- ناقش الطلبة في سبب تفاعل عنصرين يوجد فرق كبير في قيم السالبية الكهربائية لهما .

الحالة الغازية اسم الألفة الإلكترونية، ويُعبّر عنها بالمعادلة الآتية:



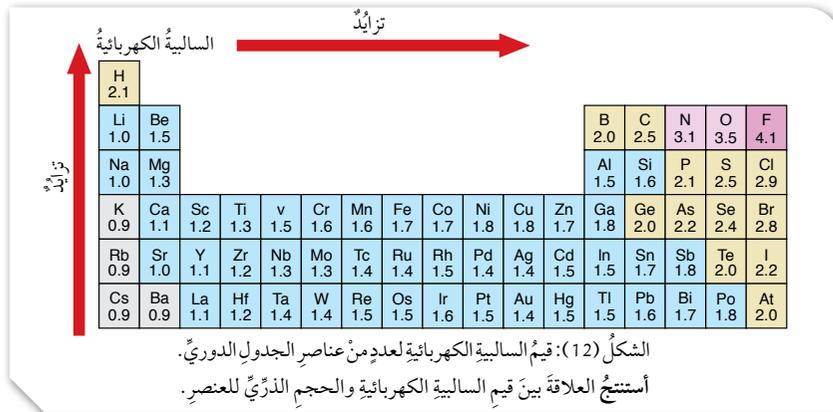
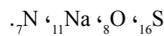
### السالبية الكهربائية Electronegativity

تميل بعض الذرّات إلى التشارك مع ذرّات أخرى عن طريق مساهمة كلّ منها في عدد من الإلكترونات، وتتنافس الذرّات لجذب إلكترونات الرابطة إليها.

تُعرّف السالبية الكهربائية (الكهروسلبيّة) **Electronegativity** بأنّها "قدرة الذرّة على جذب إلكترونات الرابطة إليها"، وذلك اعتماداً على نصف قطر الذرّتين المُكوّنتين للرابطة؛ فكلّما زاد نصف قطر الذرّة قلّ انجذاب الإلكترونات المشتركة إليها، علماً بأن أصغر الذرّات حجماً هي أكثرها قدرة على جذب إلكترونات الرابطة؛ ما يعني أن السالبية الكهربائية تزداد في الدورة الواحدة بالاتجاه من اليسار إلى اليمين، وتزداد في المجموعة الواحدة بالاتجاه من الأسفل إلى الأعلى.

تعدّ ذرّة الفلور أكثر الذرّات سالبية كهربائية، تليها ذرّة الأكسجين، ثمّ ذرّة النروجين. ويبيّن الشكل (12) قيم السالبية الكهربائية لعدد من عناصر الجدول الدوري.

✓ **أنحقّق:** أرّتب العناصر الآتية تصاعدياً بحسب السالبية الكهربائية:



52

### إجابة سؤال الشكل (12):

العلاقة بين قيم السالبية الكهربائية والحجم الذري للعنصر علاقة عكسية.

### معلومة إضافية

نموذج التدرّج الدوري ثلاثي الأبعاد

### 3D PERIODIC TREND MODEL

- وجّه الطلبة إلى البحث في الموقع الإلكتروني الآتي عن وسائل بصرية لجدول دوري يوضّح اتجاهات التزايد، والتناقص (التدرّج) لنصف القطر، والسالبية الكهربائية، وطاقة التأين الأول للعناصر: <https://www.rsc.org/periodic-table/trends>

- اطلب إلى الطلبة عرض نتائج البحث أمام زملاء.

### المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

قد يخطئ الطلبة في تعريف مفهوم الألفة الإلكترونية، ومفهوم السالبية الكهربائية؛ لذا تأكّد من ثبات هذين المفهومين في أذهان الطلبة عن طريق التقويم التكويني المستمر؛ بأنّ الألفة الإلكترونية مفهوم يشير إلى الذرّة المفردة، وأنّ السالبية الكهربائية مفهوم يشير إلى الذرّة المرتبطة بغيرها من العناصر.

✓ **أنحقّق:**  $O > N > S > Na$

## مراجعة الدرس

## 1 الفكرة الرئيسية:

نصف القطر الذري: نصف المسافة الفاصلة بين ذرتين متجاورتين في البلورة الصلبة لعنصر الفلز.

طاقة التأين: الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأبعد عن النواة في الحالة الغازية للذرة أو الأيون.

الألفة الإلكترونية: مقدار التغير في الطاقة المقترن بإضافة إلكترون إلى الذرة المتعادلة في الحالة الغازية.

السالبية الكهربائية: قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة إليها.

## 2 أ - قوة جذب الإلكترونات في الأكسجين أعلى

منها في الكربون، بسبب شحنة النواة الموجبة العليا في الأكسجين.

ب - بسبب صغر حجم ذرة الصوديوم مقارنةً بذرة البوتاسيوم؛ لذا تحتاج الإلكترونات في المستوى الخارجي إلى طاقة أعلى لنزعها.

ج-  $N^{3-}$

د - S

هـ - N

و - Cl

ز - بسبب التنافر بين إلكترونات المستوى الخارجي الناتج من زيادة عدد الإلكترونات فيه.

ح - تميل عناصر المجموعة الأولى إلى فقد الإلكترون في مستواها الخارجي للوصول إلى الحد الأدنى من الطاقة.

3 أ -  $A^{I+} + \text{طاقة} \rightarrow A^{I+} + e^-$ 

ب -  $A_{(g)} + e^- \rightarrow A^-_{(g)} + \text{طاقة}$

## مراجعة الدرس

1 - الفكرة الرئيسية: أوضح المقصود بكل من المفاهيم والمصطلحات الآتية:

• نصف القطر الذري.

• طاقة التأين.

• الألفة الإلكترونية.

• السالبية الكهربائية.

2 - مستعيناً بالجدول الدوري وترتيب العناصر فيه، أجب عن الأسئلة الآتية:

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

ب - أفسر: لماذا تكون طاقة التأين الأولى للصوديوم أكبر منها للبوتاسيوم؟

ج- أفسر: أي الأيونات الآتية أكبر حجمًا:  $N^{3-}$ ، أم  $O^{2-}$ ، أم  $F^{-}$ ؟

د - أفسر: أي العناصر الآتية طاقة تأينه الثانية أعلى: Mg، أم N، أم S؟

هـ - أفسر: أي العناصر الآتية حجمه الذري أصغر: B، أم C، أم N؟

و - أفسر: أي الأتية أكثر سالبية كهربائية: S، أم Si، أم Cl؟

ز - أفسر: لماذا يزيد حجم الأيون السالب على حجم ذرته؟

ح - أفسر: ما سبب الانخفاض الكبير في طاقة التأين الأولى للعناصر التي تلي الغازات النبيلة في الجدول الدوري؟

3- أكتب معادلة كيميائية تمثل:

أ - اكتساب ذرة عنصر طاقة لفقد إلكترون واحد.

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

4- أفسر: لماذا تكون طاقة تأين العنصر  ${}^7N$  أعلى منها للعنصر  ${}^8O$  بالرغم من أن العدد الذري N أصغر من العدد الذري O؟

أفسر: ما علاقة قيم طاقة التأين بعدد إلكترونات التكافؤ للذرات؟

5- أفسر: ما علاقة قيم طاقة التأين بعدد إلكترونات التكافؤ للذرات؟

4 الفلك الخارجي في النيتروجين  $2p^3$  يمتلك 3 إلكترونات منفردة؛ أي إنه نصف

ممتلئ؛ لذا يحتاج إلى طاقة أعلى لنزع إلكترون من أفلاك p؛ لأنه أكثر استقرارًا من الفلك  $2p^4$  في الأكسجين.

5 العلاقة طردية.

### المناقشة:

- وجّه الطلبة إلى الاطلاع على الجدول الدوري، ثم ناقشهم في ترتيب العناصر فيه، وفي الأسس التي يقوم عليها.
- يعتمد ترتيب العناصر في الجدول الدوري على تزايد الأعداد الذرية، والخصائص الكيميائية للعناصر.

### الجدول الدوري للعناصر

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H Hydrogen 1.008	2 He Helium 4.00262	3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.01218	5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180	11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305	13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.06	17 Cl Chlorine 35.45	18 Ar Argon 39.948
العدد الذري →																	
← رمز العنصر																	
← الاسم																	
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.88	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 52.00	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.64	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.96	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.80
37 Rb Rubidium 85.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.94	43 Tc Technetium 98.906	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.905	46 Pd Palladium 106.36	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.757	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.905	54 Xe Xenon 131.29
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.327	57-71 Lanthanoids	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.222	78 Pt Platinum 195.084	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.384	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium 209	85 At Astatine 210	86 Rn Radon 222
87 Fr Francium 223	88 Ra Radium 226	89-103 Actinoids	104 Rf Rutherfordium 261	105 Db Dubnium 262	106 Sg Seaborgium 263	107 Bh Bohrium 264	108 Hs Hassium 265	109 Mt Meitnerium 266	110 Ds Darmstadtium 267	111 Rg Roentgenium 268	112 Cn Copernicium 269	113 Nh Nihonium 270	114 Fl Flerovium 271	115 Mc Moscovium 272	116 Lv Livermorium 273	117 Ts Tennessine 274	118 Og Oganesson 274
57 La Lanthanum 138.905	58 Ce Cerium 140.12	59 Pr Praseodymium 140.908	60 Nd Neodymium 144.242	61 Pm Promethium 144.913	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.925	66 Dy Dysprosium 162.50	67 Ho Holmium 164.930	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.934	70 Yb Ytterbium 173.054	71 Lu Lutetium 174.967			
89 Ac Actinium 227	90 Th Thorium 232.037	91 Pa Protactinium 231.036	92 U Uranium 238.029	93 Np Neptunium 237	94 Pu Plutonium 244	95 Am Americium 243	96 Cm Curium 247	97 Bk Berkelium 247	98 Cf Californium 251	99 Es Einsteinium 252	100 Fm Fermium 257	101 Md Mendelevium 258	102 No Nobelium 259	103 Lr Lawrencium 260			

## مجهر القوة الذرية

### Atomic Force Microscope :AFM

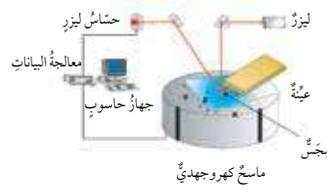
- أخبر الطلبة أن من أهم أسباب تطوّر العلوم استعمال تقنيات التصوير الدقيقة من مجاهر إلكترونية وميكروسكوبات.
- ناقش الطلبة في مسألة تطوّر العلوم المتسارع في الآونة الأخيرة، وصولاً إلى تقنية النانو واستخداماتها الكبيرة في مختلف مجالات الحياة.
- اطلب إلى الطلبة قراءة النص المرفق، وتعرّف أقسام الميكروسكوبات الحديثة وبعض أنواعها.

#### استخدام الصور والأشكال:

- وجه الطلبة إلى الربط بين النص المرفق والأشكال التي تُبيّن أجزاء مجهر القوة الذرية، وتعرّف مبدأ عمله، ووظيفة كل جزء في إنتاج صور دقيقة للمركبات والجزيئات والروابط بينها.
- ناقش الطلبة في أهمية ما يقوم به العلماء من تجارب واختراعات تُسهم في خدمة البشرية، وتجعل الحياة أكثر سهولة وامتعة.

## مجهر القوة الذرية Atomic Force Microscope :AFM

## الإثراء والتوسع



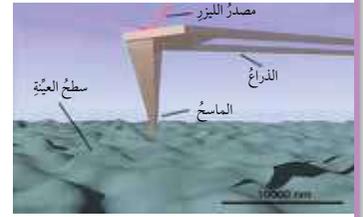
تدبّن ثورة تقنية النانو في تقدّمها المتسارع إلى التطوّر الكبير في تقنيات الميكروسكوبات الحديثة وتطبيقاتها، ويسعى العلماء دائماً إلى تطوير هذه الأجهزة؛ لفتح آفاق علمية وتقنية جديدة تساعد على تعرّف المزيد عن عالم النانو، وكيف يُمكن الاستفادة منه إفادة مثلى.

بوجه عام، تُصنّف الميكروسكوبات النانوية إلى نوعين، هما:

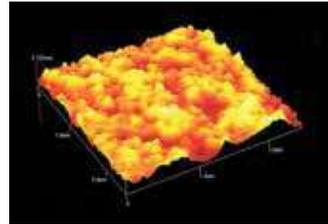
- الميكروسكوبات الإلكترونية EM، مثل: الميكروسكوب الإلكتروني الماسح SEM، والميكروسكوب الإلكتروني النافذ TEM.
- ميكروسكوبات المجسّات الماسحة SPM، مثل: الميكروسكوب النفقي الماسح STM، وميكروسكوب القوة الذرية AFM.

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

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



ينشأ عن القوّة المُتبادلة بأشكالها المتعدّدة انحراف في ذراع ميكروسكوب



صورة ثلاثية الأبعاد لمركّب الفلورو إيثان من مجهر القوة الذرية.

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

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

**إدراك** مستعيناً بمصادر المعرفة المتوفرة، أبحث عن أهمّ استخدامات تقنية النانو في اكتشاف خصائص الذرات.

**إدراك** اطلب إلى الطلبة البحث عن استخدامات تقنية النانو، ودورها في اكتشاف خصائص الذرات.



## مراجعة الوحدة

- 9 أ .  $N = 3$  ,  $Cl = 1$  ,  $Mg = 0$  .  
 ب .  $V^{2+} : [Ar] 3d^3$  .  
 ج .  $Na$  .  
 د .  $Cl$  .  
 هـ .  $Na$  .  
 و .  $O$  .

- 10 أ . المجموعة الثانية .  
 ب .  $X^{1+} : 1s^2 2s^1$  .

- 11 أ .  $X : 1s^2 2s^2 2p^6$  .  
 ب .  $R : 16$  ,  $D : 1$  ,  $Y : 14$  .  
 ج .  $M$  .  
 د .  $Y$  .  
 هـ .  $D$  .  
 و . رسم بياني .

- 12  $Ba : [Xe] 6s^2$  ، من عناصر الدورة 6 والمجموعة 2 .  
 $I : [Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^5$  ، من عناصر الدورة 5  
 والمجموعة 17 .

## مراجعة الوحدة

ط1 = 900 ، ط2 = 1757 ،  
 ط3 = 14850 ، ط4 = 21007 .  
 أ . أعدد رقم مجموعة العنصر X .  
 ب . أكتب التوزيع الإلكتروني للأيون  $X^+$  .  
 11 . أدرس في ما يأتي العناصر الافتراضية المتتالية  
 في عددها الذري بالجدول الدوري، ثم أجب عن  
 الأسئلة التي تليها:



- أ . أكتب التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر X .  
 ب . ما مجموعة كل عنصر من العناصر الآتية:  
 $R$  ,  $D$  ,  $Y$  ؟  
 ج . أي هذه العناصر له أعلى طاقة تأين ثالثة؟  
 د . أي هذه العناصر له أقل طاقة تأين؟  
 هـ . أي هذه العناصر أيونته الثاني الموجب ذو أعلى  
 سالبية كهربائية؟  
 و . أعمل رسمًا بيانيًا يُمكّن تغيير طاقة التأين لهذه  
 العناصر بزيادة العدد الذري .

12 . تُستخدم مركبات الباريوم ومركبات البود بوصفها  
 مواد تباين (مُظَلَّلة) في التصوير بالأشعة السينية  
 الملونة لبعض الأعضاء الداخلية والأوعية الدموية في  
 الجسم، فهي تُكسبها لونًا مُميزًا؛ ما يجعل تصويرها  
 واضحًا. أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الباريوم  
 (Ba) واليود (I)، ثم أعدد موقع كل منهما (رقم  
 الدورة، ورقم المجموعة) في الجدول الدوري .

57

- جـ . ما العدد الذري لعنصر من دورة العنصر V ،  
 ومجموعة العنصر E ؟  
 د . ما عدد الإلكترونات المنفردة في المستوى الخارجي  
 لذرة العنصر R ؟  
 هـ . ما عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة كل عنصر  
 من العناصر الآتية: E ، Y ، X ؟  
 و . أي العناصر الآتية حجمه الذري أكبر:  
 E ، أم R ، أم V ؟  
 ز . أي العناصر الآتية طاقة تأينه الثانية أعلى:  
 M ، أم Y ، أم R ؟  
 ح . أي العناصر الآتية له أقل سالبية كهربائية:  
 E ، أم X ، أم M ؟  
 9 . أكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر الآتية، ثم أجب  
 عن الأسئلة التي تليها:  
 $N$  ,  $O$  ,  $Ne$  ,  $Na$  ,  $Mg$  ,  $Cl$  ,  $V$  .  
 أ . ما عدد الإلكترونات المنفردة في كل عنصر من  
 العناصر الآتية: N , Cl , Mg ؟  
 ب . أكتب التوزيع الإلكتروني للأيون  $V^{2+}$  .  
 جـ . أي العنصرين طاقة تأينه أقل: Mg أم Na ؟  
 د . أي العنصرين حجمه الذري أكبر: O أم Cl ؟  
 هـ . أي هذه العناصر له أعلى طاقة تأين ثانية؟  
 و . أي هذه العناصر له أعلى سالبية كهربائية؟  
 10 . العنصر X هو من عناصر الدورة الثانية، وقيم  
 طاقة التأين له:

جـ . 31 .

د . 3 إلكترونات منفردة .

هـ . E:3 , Y:2 , X:7 .

و . (V) .

ز . (M) .

ح . (E) .

## مراجعة الوحدة

13 1. 4p

2. 16 بروتوناً.

3. d.

4. 6 إلكترونات.

5.  $_{16}S$

6. Ca

7.  $Mg^{3+}_{(g)} \rightarrow Mg^{4+}_{(g)} + e$

8. الألفة الإلكترونية للأكسجين.

## مراجعة الوحدة

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

1. المستوى الفرعي الذي يُملأ أولاً بالإلكترونات هو:

أ . 4d . ب . 4P

ج . 5P . د . 5S

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

أ . (6) بروتونات . ب . (8) بروتونات .

ج . (16) بروتوناً . د . (24) بروتوناً .

3. يُعدُّ العنصرُ انتقالياً رئيساً إذا انتهى توزيعه الإلكتروني بأفلاك المستوى الفرعي:

أ . S . ب . P

ج . d . د . f

4. عددُ إلكترونات التكافؤ لذرة تركيبها الإلكتروني هو:  $(1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^4)$

أ . إلكترونان . ب . (4) إلكترونات .

ج . (6) إلكترونات . د . (16) إلكترونات .

5. أصغرُ ذرةً حجماً من الذرات الآتية هي:

أ .  $_{14}Si$  . ب .  $_{16}S$

ج .  $_{20}Ca$  . د .  $_{32}Ce$

6. الذرة التي لها أعلى طاقة تأين ثالثة من الذرات الآتية هي:

أ .  $_{17}Cl$  . ب .  $_{13}Al$

ج .  $_{19}K$  . د .  $_{20}Ca$

7. المعادلة التي تمثل طاقة التأين الرابعة للمغنسيوم هي:

أ .  $Mg_{(g)} \rightarrow Mg^{4+}_{(s)} + 4e$

ب .  $Mg^{3+}_{(g)} \rightarrow Mg^{4+}_{(g)} + e$

ج .  $Mg^{2+}_{(g)} \rightarrow Mg^{3+}_{(g)} + e$

د .  $Mg^{4+}_{(g)} \rightarrow Mg^{5+}_{(g)} + e$

8. تشيرُ الطاقة في المعادلة

$O_{(g)} + e \rightarrow O^{-}_{(g)} + 141 \text{ kJ/mol}$  إلى:

أ . طاقة التأين للأكسجين .

ب . الكهروسلبية للأكسجين .

ج . الألفة الإلكترونية للأكسجين .

د . طاقة التأين الثانية للأكسجين .

## الوحدة الثالثة: المركبات والروابط الكيميائية Compounds and Chemical Bonds

تجربة استهلاكية: الروابط في المركبات التساهمية.

عدد الحصص	التجارب والأنشطة	نتائج التعلّم	الدرس
3		<ul style="list-style-type: none"> <li>• يكتب رموز لويس لبعض الذّرات وبعض الجزيئات.</li> <li>• يُبيّن الرابطة الكيميائية التي تتكوّن نتيجة القوى بين الذّرات في المركب.</li> <li>• يتعرّف كيف تتكوّن الرابطة الأيونية.</li> <li>• يتمكّن من تصميم وسيلة لشرح كيف تتكوّن الرابطة الأيونية.</li> <li>• يتعرّف كيف تتكوّن الرابطة التساهمية.</li> <li>• يتعرّف أنواع الروابط التساهمية (سيجما، وباي).</li> </ul>	<p>الدرس الأول: الروابط الكيميائية وأنواعها.</p>
3		<ul style="list-style-type: none"> <li>• يكتب الصيغة الكيميائية لبعض المركبات الجزيئية والأيونية متعددة التكافؤ، ويُسمّيها.</li> <li>• يتعرّف كيف تتكوّن الرابطة الفلزّية.</li> <li>• يستقصي خصائص المركبات الجزيئية.</li> <li>• يُفسّر كيف تعتمد الخصائص الفيزيائية للمواد (مثل: الذائبيّة، ودرجة الغليان، ودرجة الانصهار، والصلابة، والموصلية الكهربائيّة) على نوع الروابط بين ذرّاتها.</li> <li>• يتنبأ بنوع الروابط المتكوّنة من اتحاد العناصر بعضها ببعض عن طريق قيم الكهرووسلبية للذّرات.</li> </ul>	<p>الدرس الثاني: الصيغ الكيميائية وخصائص المركبات.</p>

الصف	النتائج اللاحقة	الصف	النتائج السابقة
الحادي عشر	<ul style="list-style-type: none"> <li>• يُمثِّل الروابط التساهمية في بعض الجزيئات.</li> <li>• يُميِّز بين نوعي الروابط التساهمية: سيجما، وباي.</li> </ul>	الثامن	<ul style="list-style-type: none"> <li>• يكتب رموز لويس لبعض الذَّرات.</li> </ul>

## المركبات والروابط الكيميائية

## Compounds and Chemical Bonds

## أتأمل الصورة

- وجّه الطلبة إلى تأمل صورة الوحدة، ثم اسألهم:
- كيف ترتبط الذرات بعضها ببعض؟
  - ترتبط الذرات بعضها ببعض بروابط كيميائية، هي: الروابط الأيونية، والروابط التساهمية، والروابط الفلزية.
  - ما الذي ينشأ عن ارتباط الذرات بعضها ببعض؟ مركبات متنوعة.
  - وضح للطلبة أن خصائص المركبات الفيزيائية والكيميائية تختلف باختلاف نوع الروابط وقوتها بين ذراتها.
  - بين للطلبة أن ارتباط الذرات بعضها ببعض يشبه ارتباط طوب البناء بعضه ببعض باستعمال الأسمنت، فينشأ البناء بالأشكال المختلفة التي نراها.



## أتأمل الصورة

يوجد حولنا كثير من المركبات الكيميائية التي تتكوّن من ذرات ترتبط بعضها بروابط مختلفة، فما أنواع هذه الروابط؟ كيف تؤثر في خصائص المركبات؟

## الفكرة العامة:

● مهّد للوحدة بمراجعة الطلبة في التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر الممثلة، ورقم الدورة، ورقم المجموعة، وعدد إلكترونات تكافئها وموقعها في الجدول الدوري.

● اطرح على الطلبة السؤالين الآتيين:

– ما المقصود بقاعدة الثمانية؟

ميل ذرات العناصر إلى فقد الإلكترونات، أو اكتسابها، أو المشاركة فيها؛ لإكمال مستواها الخارجي بثمانية إلكترونات، ليصبح لها تركيب إلكتروني مشابه لأقرب غاز نبيل لها. ويُستثنى من هذه القاعدة عناصر الدورة الثانية: Li، Be، B؛ إذ يكتمل مستواها الخارجي بالإلكترونين فقط، ليصبح لها توزيع إلكتروني مشابه لغاز الهيليوم  $He\ 1S^2$

– ما أنواع الروابط الكيميائية؟

من الإجابات المحتملة:

روابط تساهمية، روابط أيونية، روابط فلزية.

● وَّجَّه الطلبة إلى تكوين كلمات ذات معنى من الحروف الأربعة (أ، ب، ج، د) بوصف ذلك مثالاً على ارتباط الذرات بعضها ببعض لتكوين المركبات المختلفة.

● لا تستبعد أيّاً من إجابات الطلبة.

من الإجابات المحتملة:

باجد، أجبد، جد، جاب، أب، باد، أدب.

● أخبر الطلبة أنّهم سيُدرسون في هذه الوحدة الروابط التساهمية والأيونية والفلزية، وكيفية تكوّن كلّ منها، وخصائص المركبات الناتجة منها.

## الفكرة العامة:

تتعتمد خصائص المركّبات الكيميائية على الروابط بين مكوّناتها.

**الدرس الأول: الروابط الكيميائية وأنواعها.**

الفكرة الرئيسة: تتنوّع الروابط الكيميائية التي تربط بين ذرات العناصر.

**الدرس الثاني: الصيغ الكيميائية وخصائص المركّبات.**

الفكرة الرئيسة: تمتاز المركّبات بصيغ كيميائية مُحدّدة وخصائص مُتنوّعة.

## مشروع الوحدة:

● إعداد دليل إرشاد مائي:

وزّع الطلبة إلى مجموعات، ثم اطلب إليهم إعداد دليل إرشاد مائي يتضمّن تأثير الأيونات الموجودة في الجدول في صلاحية مياه الشرب، وكذلك بعض السلوكيات والإرشادات التي تُسهم في المحافظة على نوعية الماء وكميته.

● زيارة:

أخبر الطلبة أنّهم يُمكنهم زيارة شركة المياه، ومؤسسة المواصفات والمقاييس الأردنية، ثم عمل برمجية تتضمّن رصد أنواع الأيونات الموجودة في مياه الشرب بمحافظات المملكة.

## تجربة استهلاكية

الهدف: معرفة الروابط في المركبات التساهمية.  
زمن التنفيذ: 15 دقيقة.

### إرشادات السلامة:

- التحقق من جاهزية صندوق الوصلات والروابط قبل البدء بتنفيذ التجربة.
- توجيه الطلبة إلى ضرورة الالتزام بإجراءات الأمان وإرشادات السلامة في المختبر.

### المهارات العلمية:

المقارنة، الملاحظة، الاستنتاج.

### الإجراءات والتوجيهات:

- اطلب إلى الطلبة الالتزام بالخطوات المتسلسلة لتنفيذ التجربة.
- تجول بين الطلبة موجِّهاً ومرشداً ومُساعدًا.
- وضح لهم هدف كل خطوة في أثناء التنفيذ، وتأكد أنهم تمكنوا من نمذجة الجزيئات المطلوبة بصورة صحيحة.
- بين للطلبة أنه يُمكنهم استخدام نماذج من كرات صغيرة ملونة (مثل: كرات التنس، وقصات البلاستيك) بدلاً من صندوق الكرات.
- ادرُ نقاشاً مع الطلبة لاستنتاج عدد إلكترونات المستوى الخارجي للعناصر المذكورة.
- نظم جلسة عصف ذهني للطلبة لاستنتاج مفهوم الرابطة التساهمية.
- توجيه: وظّف نتائج هذه التجربة في تعريف الطلبة بالروابط التساهمية، وكيفية تكوُّنها.

### النتائج المتوقعة:

- 1 تصاميم مختلفة لنموذج  $\text{CO}_2$ ، منها ما يكون بوضع رابطة واحدة فقط بين ذرتي C و O.
- 2 وضع بعض الطلبة رابطة أحادية بين ذرتي N و N في جزيء  $\text{N}_2$ .

### التحليل والاستنتاج:

عدد إلكترونات الذرات	عدد إلكترونات المستوى الخارجي (التكافؤ)	عدد الروابط التي تُكوِّنها الذرة	عدد أزواج الإلكترونات المشتركة في الرابطة	عدد الإلكترونات التي تُشارك بها الذرة
C	4	4	1	4
O	6	2	2	2
H	1	1	3	1
N	5	3		3

## تجربة استهلاكية

### الروابط في المركبات التساهمية

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

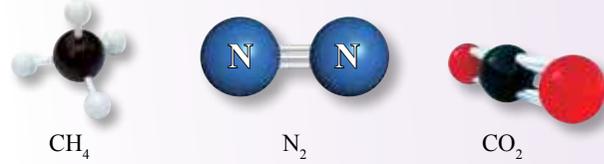
إرشادات السلامة: اتبع إرشادات الأمان والسلامة في المختبر.

خطوات العمل:

- 1 ألاحظ الجدول الآتي، ثم استنتج عدد الروابط التي يُمكن أن تُكوِّنها كل ذرة منها، وأختار نموذجاً لكل ذرة يتوافق عدد الثغوب فيها مع عدد الروابط، ثم أدونها في جدول كتاب الأنشطة والتجارب العملية.

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

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



### التحليل والاستنتاج:

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

61

أداة التقويم: سلم تقدير عددي.

استراتيجية التقويم: التقويم المعتمد على الأداء.

الرقم	المهمة	المعيار			
		ممتاز (4)	جيد جداً (3)	جيد (2)	مقبول (1)
1	يُصمّم نماذج الجزيئات بصورة صحيحة.				
2	يُدوّن ملاحظته بصورة منظمة.				
3	يعرض النتائج التي توصل إليها بصورة صحيحة.				
4	يصف النتائج التي يتوصل إليها إستناداً إلى أسس علمية.				
5	يستنتج عدد أزواج الإلكترونات المشتركة في الروابط.				

### القضايا المشتركة ومفاهيمها العابرة للمناهج والمواد الدراسية

\* التفكير: الإبداع.

أخير الطلبة أن توظف أفكار جديدة في تصميم النماذج - كما في التجربة الاستهلاكية - يُنمّي مهارة الإبداع، وأن الإبداع يكون باستخدام الأشياء المألوفة بطريقة غير مألوفة، أو بالقدرة على تكوين شيء جديد.

الروابط الكيميائية وأنواعها  
Compounds and Chemical Bonds

تقديم الدرس

الفكرة الرئيسية:

- اكتب على اللوح الفكرة الرئيسية، ثم اطرح على الطلبة السؤال الآتي:
- إذا لم توجد روابط بين الذرات، فماذا سيحدث؟
- استمع لإجابات الطلبة كلها، ثم اكتبها على اللوح.
- من الاجابات المحتملة: لا توجد عناصر، لا توجد مركبات، لا توجد مواد.
- ناقش الطلبة في إجاباتهم لاستنتاج أن وجود الروابط بين الذرات يؤدي إلى وجود العناصر والجزئيات والمركبات، ثم وجود المواد المختلفة.

الربط بالمعرفة السابقة:

- اطرح على الطلبة السؤال الآتي:
- ما المقصود بالمادة؟

- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها.
- وضح للطلبة أن المادة هي كل شيء يشغل حيزاً من الفراغ، وله كتلة، وأن المواد قد توجد في إحدى الحالات الثلاث: الصلبة، أو السائلة، أو الغازية، وأن المواد تتكوّن من ذرات يرتبط بعضها ببعض بروابط.

التدريس 2

- اطرح على الطلبة السؤال الآتي:

– ما المقصود بتركيب لويس؟

- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أن تركيب لويس هو تمثيل نقطي للإلكترونات التكافؤ كما في الجدول (1)، وأن عدد النقاط مؤشّر لعدد الروابط التي تُكوّنها الذرة للوصول إلى تركيب إلكتروني مستقرّ مماثل لأقرب غاز نبيل لها.

معلومة إضافية

عدد الروابط.

- وضح للطلبة أن بعض عناصر المجموعات قد تصنع عدداً من الروابط أكثر مما هو متوقّع، مثل ذرة الفسفور P التي تصنع ثلاث روابط كما في المركب  $PCl_3$ ،

تركيب لويس Lewis Structure

اقترح العالم جيلبرت لويس عام 1902 م طريقة لتمثيل أشكال الجزيئات أطلق عليها اسم تركيب لويس Lewis Structure، وهي تمثيل نقطي للإلكترونات التكافؤ التي تشارك في تكوين الروابط الكيميائية؛ إذ يُرمز لكل إلكترون تكافؤ بنقطة واحدة توضع على رمز العنصر.

ترتبط الذرات بعضها ببعض عن طريق فقد الإلكترونات، أو كسبها، أو المشاركة فيها، حتى يصبح لها توزيع إلكترونيّ مُكتملٌ مُشابهٌ للتوزيع الإلكترونيّ للغاز النبيل. ويبيّن الجدول (1) التوزيع الإلكترونيّ و تركيب لويس لعنصر الدورة الثالثة من الجدول الدوريّ.

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

✓ **أنحقّق:** اكتب تركيب لويس لكلّ من ذرات العناصر في الجدول الآتي:

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

وخمسة روابط كما في المركب  $PCl_5$ ، وأن مردّد ذلك إلى التوزيع الإلكتروني للذرة.

- أخبر الطلبة أن بعض العناصر النبيلة قد تصنع روابط ضمن ظروف خاصة، فتتج مركبات غير مستقرة، مثل عنصر الزينون Xe في مركب  $XeCl_4$ .

العنصر	Be	N	B	F	Li
عدد نقاط لويس	4	5	3	7	1

طريقة أخرى للتدريس

استراتيجية التعلم التعاوني:

رقم مجموعة العنصر:	1	2	3	4	5	6	7	8
عدد نقاط لويس:	1	2	3	4	5	6	7	8
عدد الروابط الشائعة:	1	2	3	4	3	2	1	0

وزّع الطلبة إلى مجموعتين رئيسيتين، ثم أعط أفراد المجموعة الأولى بطاقات مكتوب عليها رقم من (1-8)، ثم أعط أفراد المجموعة الأخرى بطاقات تمثل عدد الروابط الشائعة، ثم اطلب إلى كل طالب أن يبحث عن رقم زميله في المجموعة الأخرى الذي يناسب عدد نقاط لويس كما هو موضح في الجدول.

## نشاط سرية

- أشعل شريطاً من فلز المغنيسيوم (10 cm) في الهواء، ثم اطلب إلى الطلبة ملاحظة المادة البيضاء الناتجة من الاحتراق، ثم أسألهم:
    - ما المادة الناتجة؟
    - مم تتكوّن؟
  - استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها للتوصل إلى أنّ المادة الناتجة هي أكسيد المغنيسيوم، وأنها تتكوّن نتيجة الارتباط بين المغنيسيوم والأكسجين.
  - اطرح على الطلبة السؤالين الآتيين:
    - كيف يحدث هذا الارتباط؟
    - لا تستبعد أيّاً من إجابات الطلبة.
    - ما المقصود بالروابط الكيميائية؟
- وجّه الطلبة إلى قراءة الإجابة من كتابهم ثم ناقشهم فيها.

### بناء المفهوم:

#### الرابطة الأيونية:

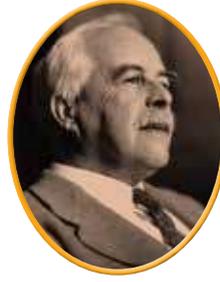
- اطرح على الطلبة السؤالين الآتيين:
  - كيف يتكوّن كلٌّ من الأيون الموجب، والأيون السالب؟
  - ما الذي يحدث بين الأيون الموجب والأيون السالب؟
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أنّ ذرّة الفلز تفقد إلكترون تكافؤ أو أكثر فينشأ أيون موجب، وأنّ ذرّة اللافلز تكتسب هذه الإلكترونات موجبة فينشأ أيون سالب، ثم يحدث تجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة يُسمّى الرابطة الأيونية، وترتّب الأيونات الموجبة والأيونات السالبة في شبكة بلورية كبيرة.

### استخدام الصور والأشكال:

- وجّه الطلبة إلى دراسة الشكل الذي يُمثّل التركيب الإلكتروني لذرتي Na و Cl، ثم أسألهم:
  - ما عدد إلكترونات التكافؤ في كلٍّ من الذّرتين؟
  - كيف تصل هاتان الذّرتان إلى حالة الاستقرار؟
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أنّ عدد إلكترونات التكافؤ في ذرّة الصوديوم إلكترون واحد، وفي ذرّة الكلور سبعة إلكترونات، وأنّ لذرّة الصوديوم ميلاً إلى فقد الإلكترون، في حين تميل ذرّة الكلور إلى اكتساب الإلكترون.

## الروابط الكيميائية Chemical Bonds

يتكوّن العالمُ حولنا من ذرّات، فالماء والهواء الذي يحيط بنا، وأجسامنا تتكوّن من ذرّاتٍ متناهية الصغر. ولا توجد هذه الذرّات بشكل منفردٍ غالباً، بل ترتبط مع بعضها بقوى تجاذبٍ مختلفة تُسمّى **الروابط الكيميائية Chemical Bonds**، وهي قوّة تجاذبٍ تنشأ بين ذرّتين أو أكثر عن طريق فقد الذرّة للإلكترونات، أو اكتسابها، أو المشاركة فيها مع ذرّةٍ أخرى، أو ذرّاتٍ عدّة. ومثال ذلك الروابط الأيونية، والروابط التساهمية. فكيف تنشأ هذه الروابط؟ ما خصائص المركّبات التي تنتج منها؟

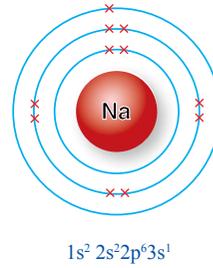


العالم جيلبيرت لويس.

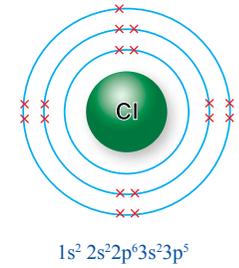
### الرابطة الأيونية Ionic Bond

تفقد ذرّات بعض العناصر الإلكترونات، وتكوّن أيونات موجبة، في حين تكسب ذرّات عناصرٍ أخرى الإلكترونات، وتكوّن أيونات سالبة. يُطلق على القوّة التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركّبات اسم **الرابطة الأيونية Ionic Bond**، وهي رابطة تنشأ بين ذرّات فلزٍّ ولا فلزٍّ، ومثال ذلك الرابطة الأيونية في مركّب كلوريد الصوديوم NaCl؛ إذ يحدث تجاذبٌ بين أيون الصوديوم الموجب وأيون الكلوريد السالب، ويُمكن تمثيل عملية الترابط بينهما عن طريق تركيب لويس كما يأتي:

يُعدّ الصوديوم فلزاً، وعدده الذرّي 11؛ ما يعني أنّه يحتوي على 11 إلكترونًا، ويُمكن تمثيله بالشكل الآتي:



يُعدّ الكلور لافلزاً، وعدده الذرّي 17؛ ما يعني أنّه يحتوي على 17 إلكترونًا، ويُمكن تمثيله بالشكل الآتي:



## المناقشة:

وجه الطلبة إلى دراسة الشكل (1)، ثم اطرِح عليهم السؤال الآتي:

كيف ترتبط ذرات الصوديوم بذرات الكلور في بلورة كلوريد الصوديوم؟

استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أن ذرة الصوديوم تفقد إلكترون التكافؤ فينشأ  $\text{Na}^+$ ، وأن ذرة الكلور تكتسب هذا الإلكترون فينشأ  $\text{Cl}^-$ ، ثم يتجاذب الأيون الموجب مع الأيون السالب مكوناً رابطة أيونية.

وجه الطلبة إلى دراسة الشكل (2)، ثم ناقشهم في ارتباط ذرات المغنيسيوم بالأكسجين؛ إذ تفقد ذرة  $\text{Mg}$  إلكترونين فينشأ الأيون  $\text{Mg}^{2+}$ ، في حين تكتسب ذرة  $\text{O}$  إلكترونين فينشأ  $\text{O}^{2-}$ ، ثم يتجاذب الأيونان لتكوين الرابطة الأيونية.

## افكر



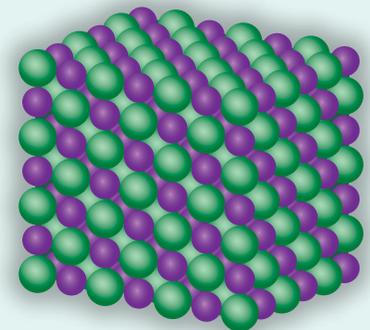
ذرة  $\text{Al}$  تفقد ثلاثة إلكترونات من المستوى الخارجي، فينتج  $\text{Al}^{3+}$   
ذرة  $\text{S}$  تكتسب إلكترونين من المستوى الخارجي، فينتج  $\text{S}^{2-}$

بما أن عدد الإلكترونات المفقودة يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة فإنه يلزم وجود ثلاثة أيونات  $\text{S}^{2-}$  لتكتسب ستة إلكترونات من أيونين من  $\text{Al}^{3+}$ ؛ لذا يرتبط أيونان من  $\text{Al}^{3+}$  بثلاثة أيونات من  $\text{S}^{2-}$ .

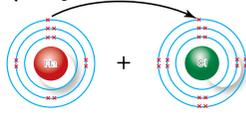
## طريقة أخرى للتدريس

استراتيجية التعلم بالتمذجة.

اطلب إلى الطلبة استخدام مواد من البيئة لتصميم نموذج لشبكة  $(\text{NaCl})$  كما في الشكل الآتي.

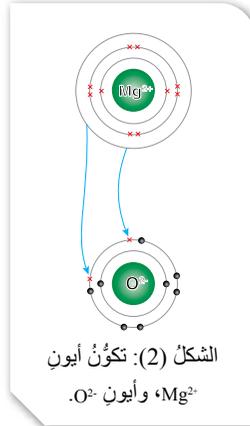


لذرة الكلور 7 إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الخارجي. وللوصول إلى مستوى طاقة خارجي مكتمل، فإنها تكتسب إلكترونًا من ذرة الصوديوم. وللموصل إلى مستوى طاقة خارجي مكتمل، فإنها تفقد هذا الإلكترون، وتكتسب ذرة الكلور.



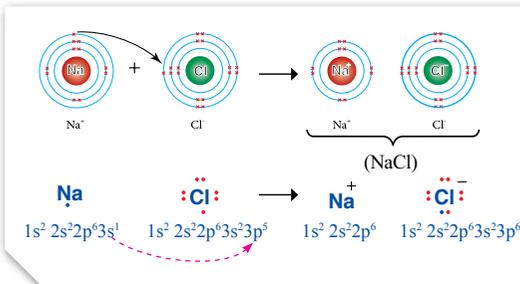
ينشأ أيون أحادي موجب  $\text{Na}^+$ ؛ لأن عدد البروتونات الموجبة أكبر من عدد الإلكترونات السالبة. وينشأ أيون أحادي سالب  $\text{Cl}^-$ ؛ لأن عدد البروتونات الموجبة أقل من عدد الإلكترونات السالبة، فيحدث بين الأيونين تجاذب قوي، كما في الشكل (1).

**افكر:** يرتبط الألمنيوم (Al) بالكبريت (S)، لتكوين مركب  $(\text{Al}_2\text{S}_3)$ ، فكيف يحدث ذلك؟



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

**أنتحق:** ما المقصود بالرابطة الأيونية؟



الشكل (1): الترابط بين ذرتي الصوديوم والكلور.

أفسر أثر طاقة تأين ذرة  $\text{Na}$  وذرة  $\text{Cl}$  في تكوين الأيون الموجب والأيون السالب.

64

## معلومة إضافية

عدد الروابط.

وضّح للطلبة أن بلورة كلوريد الصوديوم لا تتكون فقط من أيون صوديوم  $\text{Na}^+$  وأيون كلوريد  $\text{Cl}^-$ ، وإنما تتكون من عدد كبير من هذه الأيونات التي تترتب في نمط منتظم بنسبة (1:1) في شبكة بلورية مكعبة، يحاط فيها كل أيون  $\text{Na}^+$  بستة أيونات  $\text{Cl}^-$ ، وكذلك يحاط كل أيون  $\text{Cl}^-$  بستة أيونات  $\text{Na}^+$ ، بالرغم من أن أيونات  $\text{Na}^+$  وأيونات  $\text{Cl}^-$  تختلف في حجمها.

## إجابة سؤال الشكل (9):



طاقة تأين ذرة  $\text{Na}$  منخفضة؛ لذا يسهل

أن تفقد إلكترونًا واحدًا، فينتج  $\text{Na}^+$



طاقة تأين ذرة  $\text{Cl}$  مرتفعة؛ لذا لا تميل إلى

فقد إلكترونين، وإنما تميل إلى اكتسابها،

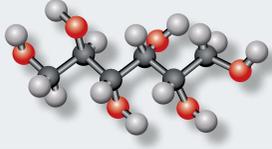
فتكتسب إلكترونًا واحدًا، فينتج  $\text{Cl}^-$ .

**أنتحق:** القوة التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركبات، وهي تنشأ بين ذرات الفلزات واللافلزات.

## الرابطه التساهمية.

### نشاط سرية

- اطلب إلى الطلبة تكوين جزيء سكر الغلوكوز باستخدام صندوق الروابط، أو أي كرات أخرى، ووصلات خشبية، أو بلاستيكية، بحيث تمثل الكرات الذرات، وتمثل الوصلات الروابط كما في الشكل.



### بناء المفهوم:

#### الرابطه التساهمية.

- اطلب إلى طالبين يجلسان على مقعد واحد أن يتشاركا في الأقلام التي يملكانها، ثم اسألها:
  - كيف تتكوّن الرابطه التساهمية؟
- استمع لإجابة كل منهما، ثم بيّن للطلبة أن التشارك في الإلكترونات يُسمّى الرابطه التساهمية.

### المناقشة:

- اطرح على الطلبة الأسئلة الآتية:
  - ما المقصود بالرابطه التساهمية؟
  - ما أنواعها؟
  - ما ذرات العناصر التي تُكوّنها؟
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أن الرابطه التساهمية تنشأ بين ذرتين تشاركان بزواج من الإلكترونات، أو زوجين، أو ثلاثة أزواج، وأنها أحادية، أو ثنائية، أو ثلاثية.
- وضّح للطلبة أن الإلكترونات المشتركة في تكوين الرابطه هي جزء من إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي لكلتا الذرتين، وأن الروابط التساهمية تتكوّن بين ذرات عناصر اللافلزات.

### استخدام الصور والأشكال:

- وجه الطلبة إلى دراسة الأشكال: (3)، و(4)، و(5)، و(6)، ثم اسألهم:
  - كيف تتكوّن الرابطه التساهمية الأحادية بين الذرات (H-H) و (H-O)؟
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج الذرة الواحدة تُساهم في إلكترون واحد؛ لذا تشارك الذرتان بزواج من الإلكترونات.
- اسأل الطلبة:
  - إلام تشير الرابطه من نوع سيجما؟
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أنها تشير إلى الرابطه التساهمية الأحادية.

## الرابطه التساهمية Covalent Bond

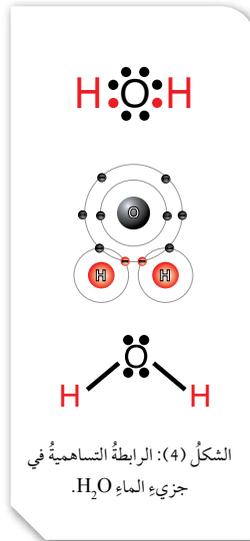
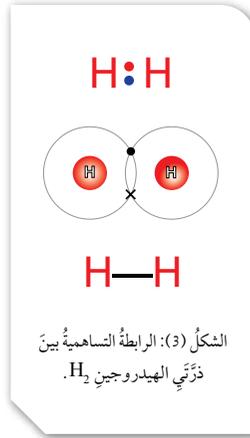
درّست في ما سبق أن الرابطه الأيونية تنشأ بين أيون موجب وأيون سالب ناتجين من ذرتين، إحداهما تفقد إلكترونات، والأخرى تكتسبها، فكيف تنشأ رابطه إذا كانت إحدى الذرتين لا تميل إلى فقد إلكترونات أو اكتسابها؟

تميل ذرات العناصر اللافلزية إلى المشاركة بالإلكترونات التكافؤ أو اكتسابها، للوصول إلى توزيع إلكتروني يُشبه التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل، ويُطلَق على الرابطه الكيميائية الناتجة من تشارك زوج أو أكثر من الإلكترونات بين ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية اسم الرابطه التساهمية Covalent Bond، وتُسمى المركبات الناتجة منها المركبات التساهمية (الجزيئية) Covalent Compounds.

### أنواع الروابط التساهمية Types of Covalent Bonds

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

يُعدّ جزيء الماء  $H_2O$  مثالا آخر على الرابطه التساهمية؛ إذ تمتلك ذرة الأكسجين ستة إلكترونات تكافؤ؛ لذا تحتاج إلى إلكترونين حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها، فترتبط برابطه تساهمية أحادية (سيجما) مع كل ذرة من ذرتي الهيدروجين كما في الشكل (4).



## معلومات إضافية

عند اقتراب ذرتي هيدروجين بعضهما من بعض تنشأ قوى تنافر وقوى تجاذب، وتكون قوى التنافر بين إلكترون الذرة الأولى وإلكترون الذرة الثانية، وكذلك بين نواة الذرة الأولى ونواة الذرة الثانية. أمّا قوى التجاذب فتكون بين نواتي الذرتين وإلكترون كل منهما. ولهذا عندما تكون محصلة قوى التجاذب أكبر من قوى التنافر تتكوّن رابطه تساهمية بين ذرتي الهيدروجين، وتشاركان بزواج من الإلكترونات، يعطي كل ذرة هيدروجين التوزيع الإلكتروني الشبيه بالغاز النبيل، وهكذا الحال بالنسبة إلى الرابطه في الجزيئات الأخرى، مثل:  $F_2$ ، و  $Cl_2$ ، وغيرهما.

## استخدام الصور والأشكال:

• وجّه الطلبة إلى دراسة الشكلين (5)، و (6)، ثم أسألم:

- كيف تتكوّن الرابطة التساهمية بين الذّرات في كلّ من: الجزيء  $CH_4$ ، والجزيء  $C_2H_6$ ؟

• استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أنّها رابطة تساهمية أحادية من نوع سيجما.

• وجّه الطلبة إلى دراسة الشكلين (7)، و (8)، ثم أسألم:

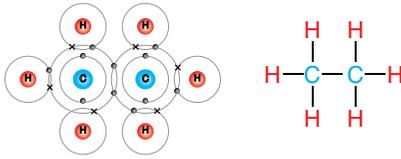
- كيف تتكوّن الرابطة التساهمية الثنائية؟  
- إلآم تشير الرابطة من النوع باي؟

• استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أنّ الذّرة الواحدة تُساهم في إلكترونين؛ لذا تتشارك الذّرتان بزوجين من الإلكترونات، وأنّ الرابطة من النوع باي تشير إلى الرابطة التساهمية الثنائية.

## استراتيجية العمل التعاوني.

• وجّه الطلبة إلى دراسة أشكال تداخل الأفلاك (s, p) لإنتاج الرابطة سيجما والرابطة باي.

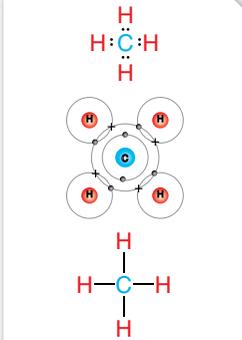
• وزّع الطلبة إلى مجموعات، ثم اطلب إلى أفراد بعضها تصميم مجسم يُبيّن طريقة تداخل الأفلاك كما هو موضح في الشكل، ثم اطلب إلى أفراد المجموعات الأخرى تصميم برمجية (3D) لتمثيل الشكل.



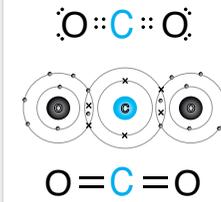
الشكل (6): الرابطة التساهمية الأحادية في جزيء الإيثان  $C_2H_6$ .

وفي جزيء الميثان  $CH_4$  فإنّ ذرّة الكربون C تمتلك أربعة إلكترونات تكافؤ تتشارك فيها مع أربع ذرّات هيدروجين، فتنشأ أربع روابط تساهمية أحادية (سيجما) كما في الشكل (5).  
قد يكون الجزيء الذي يحتوي على روابط تساهمية أحادية أكثر تعقيداً كما في جزيء الإيثان  $C_2H_6$ ، أنظر الشكل (6).

**الرابطة التساهمية الثنائية Double Covalent Bond:** رابطة تنشأ عن تشارك ذرتين بزوجين من الإلكترونات كما في جزيء ثاني أكسيد الكربون  $CO_2$ ؛ إذ تحتاج ذرّة الكربون C إلى أربعة إلكترونات حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها، في حين تحتاج ذرّة الأكسجين O إلى إلكترونين، وبذلك تتشارك ذرّة الكربون مع ذرتي أكسجين، فتنشأ رابطة تساهمية ثنائية (إحدهما سيجما  $\sigma$ ، والأخرى تُسمّى باي  $\pi$ ) بين ذرّة الكربون وكلّ ذرّة من ذرتي الأكسجين كما في الشكل (7).



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



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



### استخدام الصور والأشكال:

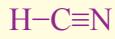
- وجّه الطلبة إلى دراسة الشكل (9)، ثم أسألهم:  
- كيف تتكوّن الرابطة التساهمية الثلاثية في جزيء النيتروجين؟
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أنّ لدى ذرّة N الواحدة خمسة إلكترونات تكافؤ؛ لذا تُساهم في ثلاثة إلكترونات، فتشارك الذرّتان بثلاثة أزواج من الإلكترونات.

### قراءة الجدول:

- وجّه الطلبة إلى دراسة الجدول 2، ثم ناقشهم فيه للتوصّل إلى عدد الروابط المتوقع لعناصر مجموعات الجدول الدوري.

### أفكر

ذرّة H لديها إلكترون تكافؤ واحد، وذرّة C لديها أربعة إلكترونات تكافؤ، وذرّة N لديها ثلاثة إلكترونات تكافؤ؛ لذا تشارك ذرّة H بإلكترونها مع إلكترون من ذرّة C؛ أي تشارك الذرّتان بزواج من الإلكترونات، ويبقى لدى ذرّة C ثلاثة إلكترونات تشارك بها مع ثلاثة إلكترونات من ذرّة N، وبذلك تشارك ذرّتا C و N بثلاثة أزواج من الإلكترونات. ويمكن تمثيل روابط الجزيء على النحو الآتي:



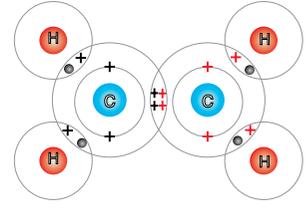
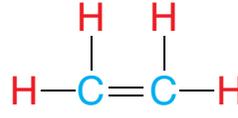
### أتحقّق:

- الرابطة التساهمية الأحادية: رابطة تنشأ عن تشارك ذرّتين بزواج واحد من الإلكترونات.
- الرابطة التساهمية الثنائية: رابطة تنشأ عن تشارك ذرّتين بزوجين من الإلكترونات.
- الرابطة التساهمية الثلاثية: رابطة تنشأ عن تشارك ذرّتين بثلاثة أزواج من الإلكترونات.

### طريقة أخرى للتدريس

- اطلب إلى الطلبة تصميم لوحة جدارية تمثّل عدد الروابط التساهمية التي تُكوّن ذرّات عناصر المجموعات، كما في الجدول (2)، ثم تعلّقها على أحد جدران الصف، واستخدامها مرجعاً عند الضرورة.

الشكل (8): الرابطة التساهمية الثنائية في جزيء الإيثين  $\text{C}_2\text{H}_4$ .



ومثّل ذلك أيضاً جزيء الإيثين  $\text{C}_2\text{H}_4$ ؛ إذ تشارك ذرّتا الكربون بزوجين من الإلكترونات فيما بينهما كما هو موضح في الشكل (8).

### الرابطة التساهمية الثلاثية Triple Covalent Bond: رابطة تنشأ عن

تشارك ذرّتين بثلاثة أزواج من الإلكترونات كما في جزيء النيتروجين  $\text{N}_2$ ؛ إذ تحتوي ذرّة النيتروجين على خمسة إلكترونات تكافؤ، وبذلك تحتاج إلى ثلاثة إلكترونات حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها، فتشارك الذرّتان في ثلاثة إلكترونات من كلّ منهما؛ لتنشأ رابطة تساهمية ثلاثية (رابطة سيجما  $\sigma$ ، ورابطتا باي  $\pi$ ) كما في الشكل (9).

بوجه عام، يمكن تلخيص عدد الروابط التساهمية التي تُكوّن ذرّات العناصر في كلّ مجموعة من الجدول الدوري كما في الجدول (2):

✓ **أتحقّق:** ما المقصود بكلّ من الروابط التساهمية الأحادية، والثنائية، والثلاثية؟

الجدول (2): عدد الروابط التساهمية التي تُكوّن ذرّات عناصر المجموعات.

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

67

### إجابة سؤال الشكل (9):

كل ذرّة N تمتلك زوجاً واحداً من الإلكترونات غير الرابطة.

### المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

قد يعتقد بعض الطلبة خطأً أنّ ذرّة اللافلز (مثل النيتروجين) تفقد خمسة إلكترونات ليصبح توزيعها الإلكتروني مُشابهاً للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل (الهيليوم)؛ لذا أخبرهم أنّ ذلك يحتاج إلى طاقة عالية جداً، وأنّ هذه العملية لا تحدث، وإنّما تميل الذرّة إلى اكتساب ثلاثة إلكترونات.

## بناء المفهوم:

### الرابطة الفلزية.

تنشأ الرابطة الفلزية بين ذرات الفلز المتجاورة في بلورة الفلز، ويمكن التوصل إلى هذا المفهوم بالطلب إلى الطلبة تحيّل مجموعة من القوارب العائمة في الماء، وبيان أن بقاء القوارب العائمة في مكانها لا يمنع الماء أن يتحرك بحرية أسفلها. وضح للطلبة أن ذلك يُشبه ما يحدث لذرات الفلز وإلكتروناتها الخارجية؛ إذ تمثّل الإلكترونات البحر، وتمثّل الذرات أيونات الفلز الموجبة في النموذج.

### التدريس:

• اطرح على الطلبة السؤالين الآتيين:

– أين تنشأ الرابطة الفلزية؟

– ما المقصود بها؟

• استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أن الرابطة الفلزية تنشأ بين ذرات الفلز المتجاورة في بلورة الفلز، وتُعرف بأنها قوة تجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية.

### استخدام الصور والأشكال:

وجّه الطلبة إلى دراسة الشكل (10)، ثم ناقشهم فيه لاستنتاج كيف تتكوّن الرابطة الفلزية، وبيان المقصود ببحر الإلكترونات.

### المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

قد يعتقد بعض الطلبة خطأً أن الرابطة الفلزية تنشأ بين ذرات اللافلزات المختلفة، أو أن فلزات عناصر المجموعة الواحدة تنشأ بينها روابط فلزية.

### تحقق:

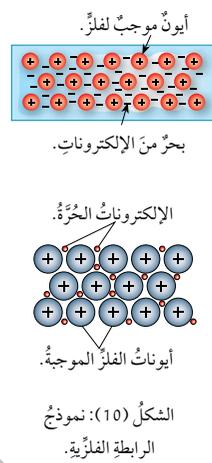
قوة تجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية.

### الرابطة الفلزية Metallic Bond

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

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

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



الجدول (3):	عدد الروابط التساهمية التي تُكوّنها ذرات عناصر المجموعات.	نوع الرابطة	نموذج توضيحي	التجاذب	مثال
		الأيونية		الأيونات الموجبة والأيونات السالبة لذرات فلز ولافلز.	NaCl
		التساهمية		النواة الموجبة والإلكترونات المشتركة لذرات اللافلزات.	Cl <sub>2</sub>
		الفلزية		أيونات الفلز الموجبة والإلكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية.	Na

68

### قراءة الجدول:

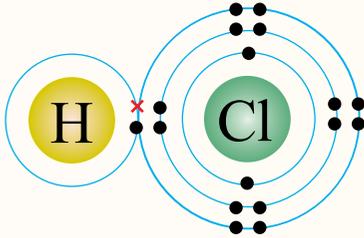
- وجّه الطلبة إلى دراسة الجدول (3)، ثم المقارنة بين الروابط التساهمية والأيونية والفلزية.
- اطلب إلى الطلبة تصميم برمجية لتمثيل أنواع الروابط المختلفة والمقارنة بينها.

## مراجعة الدرس

1 نتيجة فقد الإلكترونات، أو مشاركتها، أو اكتسابها في ما بينها في أثناء التفاعل.

التغير	التوزيع الإلكتروني	العنصر و عدده الذري
اكتساب ثلاثة إلكترونات، أو المشاركة بها.	[He] 2s <sup>2</sup> 2P <sup>3</sup>	النيتروجين 7N
اكتساب إلكترونين، أو المشاركة بهما.	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	الكبريت 16S
فقد إلكترون واحد.	[He]2S <sup>1</sup>	الليثيوم 3Li

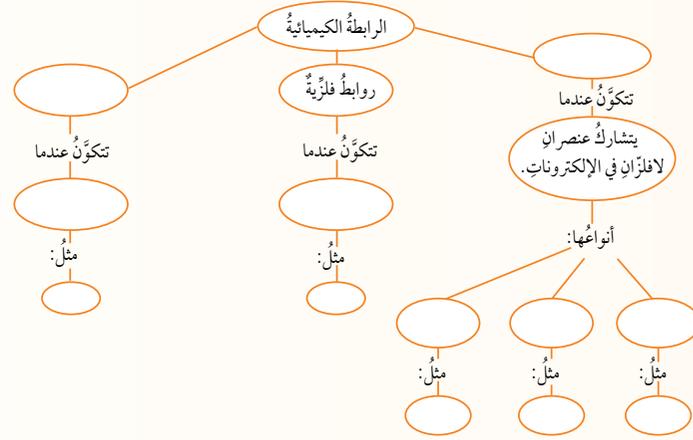
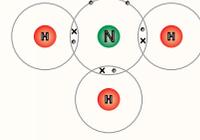
3 ( أ ) 5  
ب) تساهمية أحادية.  
ج) 3  
د) 1



4

## مراجعة الدرس

- الفكرة الرئيسية: كيف تتكوّن الروابط الكيميائية بين ذرات العناصر؟
- أطبّق: أكتب التوزيع الإلكتروني لكلّ من الذرات الآتية، ثمّ أتوقع التغير الذي ينبغي حدوثه؛ لتمتلك كلّ ذرة التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل:
  - النتروجين.
  - الكبريت.
  - الليثيوم.
- يُمثّل الشكل المجاور جزيء الأمونيا:
  - ما عدد إلكترونات التكافؤ لذرة N؟
  - ما نوع الرابطة التساهمية في هذا الجزيء؟
  - ما عدد أزواج الإلكترونات الرابطة؟
  - ما عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة؟
- يتكوّن جزيء HCl من ارتباط ذرة هيدروجين بذرة كلور، أُبين بالرسم هذا الترابط.
- أكمل المخطّط المفاهيمي الآتي الذي يتعلّق بموضوع الروابط الكيميائية:



69

5

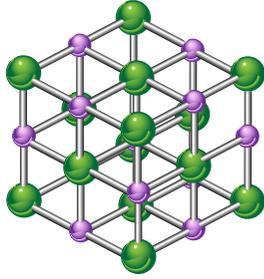


### الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية Physical Properties of Ionic Compounds

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

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

الشكل (11): نموذج بلورة المركب الأيوني.  
أفسر النسبة بين أيونات الصوديوم إلى أيونات الكلوريد في البلورة.



#### الفكرة الرئيسة:

للمركبات الكيميائية خصائص محددة تختلف باختلاف نوع الروابط فيها.

#### نتائج التعلم:

• أذكر خصائص بعض المركبات الكيميائية عن طريق نوع الرابطة فيها.  
• أعبر عن بعض المركبات بالصيغ الكيميائية.

#### المفاهيم والمصطلحات:

المركبات الأيونية  
Ionic Compounds  
درجات الانصهار والغليان  
Boiling and Melting Points  
القاسية Hard  
الهشة Brittle  
الذائبة Solubility  
المركبات التساهمية (الجزيئية)  
Covalent (Molecular) Compounds  
المُتطايرة Volatile  
الرموز Symbols  
الصيغ الكيميائية  
Chemical Formula

#### استخدام الصور والأشكال:

- وجه الطلبة إلى دراسة الشكل (11)، ثم أسألهم:
  - ما عدد الأيونات الموجبة التي ترتبط بالأيون السالب؟
  - ما عدد الأيونات السالبة التي ترتبط بالأيون الموجب؟
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أن الأيون الموجب يرتبط بستة أيونات سالبة، وأن الأيون السالب يرتبط بستة أيونات موجبة.

#### تعزير:

أعط كل طالب كرة كتب عليها رقم من (1-7) عشوائيًا، ثم أخبرهم أن الرقم المكتوب على كل كرة يمثل عدد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي للعناصر، ثم دع كلًا منهم يبحث عن زميل يحمل العدد الصحيح للكرات الذي يمكنها من الحصول على مستوى طاقة كافية لتكوين رابطة أيونية، بحيث يكون مجموع العددين ثمانية.

### الصيغ الكيميائية وخصائص المركبات Chemical Formulas and Compounds Properties

#### 1 تقديم الدرس

#### الفكرة الرئيسة:

- نشاط سريع: اطرح على الطلبة السؤال الآتي:
  - هل لعبت يومًا لعبة تركيب قطع الأحجية (الليغو)؟
  - وضح للطلبة أن قطع الأحجية تتحد مع بعضها لتكوّن أشكالًا مختلفة. وكذلك الذرات؛ فإنها تتحد مع بعضها لتكوّن مركبات متنوعة.

#### الربط بالمعرفة السابقة:

- ذكر الطلبة بالجدول الدوري، ثم اطرح عليهم السؤالين الآتيين:
  - كيف يمكنك توقع خواص بعض العناصر في الجدول الدوري؟

أقبل الإجابات المنطقية والصحيحة، مثل:

بتعريف موقعها في الجدول الدوري.

- كيف يمكنك تعريف موقع العناصر في الجدول الدوري؟  
عن طريق معرفة رقم المجموعة التي ينتمي إليها كل عنصر، ورقم الدورة.

#### 2 التدريس

- اطرح على الطلبة السؤالين الآتيين:
  - ما خواص المركبات الأيونية؟
  - كيف تُفسر كل خاصية؟
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أن المركبات الأيونية بلورات صلبة، هشة، قاسية، غير موصلة للتيار في الحالة الصلبة، ولكن محلوها أو مصهورها موصل.

#### إجابة سؤال الشكل (11):

النسبة (1:1).

## ◀ بناء المفهوم:

### المركبات الأيونية.

المركبات الأيونية: مركبات تتكوّن من ارتباط فلز ولافلز برابطة أيونية.

يُمكن التوصل إلى هذا المفهوم بالطلب إلى الطلبة -ضمن مجموعات- تفحص ملصق المكونات المثبت على علبة الدهان، ثم تحديد المركبات الأيونية فيها.

## ◀ المناقشة:

اطلب إلى الطلبة المقارنة بين درجتي غليان  $\text{MgO}$  و  $\text{NaCl}$  وانصهارهما، بناءً على ما ورد في الجدول (4)، ثم ناقشهم في الإجابات للتوصل إلى الفرق بين درجتيهما، وسبب ذلك.

### الربط بالحياة

#### أكسيد المغنيسيوم $\text{MgO}$



يُستخدم مركب أكسيد المغنيسيوم  $\text{MgO}$  على نطاق واسع في الصناعات المتعلقة بأعمال البناء؛ إذ يدخل في صناعة الأسمنت، والمواد المقاومة للحرائق مثل الطوب الحراري؛ نظرًا إلى ارتفاع درجة انصهاره التي قد تصل إلى درجة أكبر من  $-2800\text{ }^\circ\text{C}$ .

الجدول (4): درجات الانصهار والغليان لمركبي $\text{NaCl}$ و $\text{MgO}$ .		اسم المركب
درجة الغليان ( $^\circ\text{C}$ )	درجة الانصهار ( $^\circ\text{C}$ )	
1413	801	$\text{NaCl}$
6300	2852	$\text{MgO}$

تمتاز المركبات الأيونية أيضًا بارتفاع درجات الانصهار والغليان

**Boiling and Melting Points** لها؛ لأن التغلّب على قوى التجاذب

بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة يتطلب وجود طاقة كبيرة. أنظر الجدول (4) الذي يُبين درجات الانصهار والغليان لمركبي  $\text{NaCl}$  و  $\text{MgO}$ .

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

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

## إهداء للمعلم

أخير الطلبة أن من الخصائص الفيزيائية للمادة: درجة الانصهار، ودرجة الغليان، والتوصيل الكهربائي، والصلابة، واللمعان.

## ◀ استخدام الصور والأشكال:

وجه الطلبة إلى دراسة الشكل (12)، ثم ناقشهم في ما يأتي:

يذوب كلوريد الصوديوم في الماء عند إذابة بلورة كلوريد الصوديوم في الماء، فتحيط جزيئات الماء القطبية بالبلورة من جميع الاتجاهات، وينشأ تجاذب بين الأقطاب المشحونة من الماء والأيونات المخالفة لها في الشحنة؛ ما يؤدي إلى انفصال هذه الأيونات عن البلورة، وتحررها، وتصبح حرة الحركة في المحلول.

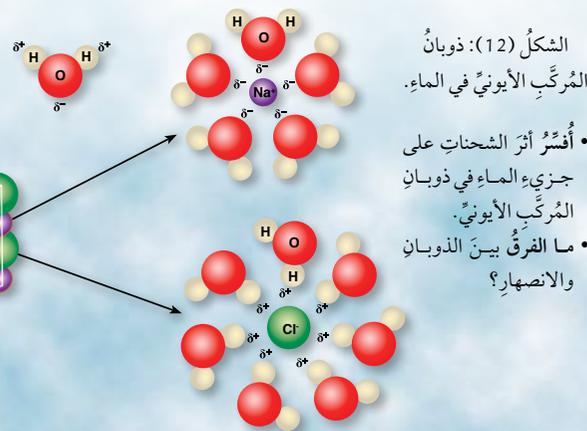
### الربط بالحياة

#### أكسيد المغنيسيوم $\text{MgO}$

وضّح للطلبة أهمية أكسيد المغنيسيوم الصناعية.

## ⊗ المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

يعتقد بعض الطلبة خطأً أن كلمتي (الذوبان) و(الانصهار) تشيران إلى المفهوم نفسه؛ لذا أخبرهم أن الانصهار هو عملية تحوّل المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة للمادة نفسها، وأن الذوبان هو عملية انتشار دقائق المادة المذابة وتوزّعها؛ سواء كانت أيونية، أو جزيئية بين دقائق المذيب.



## ◀ تعزيز:

تدخل المركبات الأيونية في العديد من المنتجات التي تُستعمل في حياتنا اليومية. وهذه بعض الأمثلة عليها:

المركب	الاستخدام
كربونات الكالسيوم:	الدهانات، السيراميك، الزجاج، الورق المصقول، معجون الأسنان.
بورات الليثيوم:	السيراميك، الزجاج.
فلوريد الصوديوم:	معجون الأسنان.
أكسيد الكالسيوم:	الورق المصقول.

## التجربة 1

التحليل والاستنتاج:

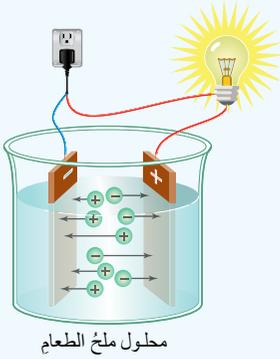
1. في أيّ الحالتين أضاء المصباح؟
2. أفسّر ملاحظاتي.

### التوصيل الكهربائي للمركبات الأيونية

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

خطوات العمل:

1. أكُون دارة كهربائية موصولة إلى قطبي جرافيت.
2. أضغ 50g من ملح الطعام في وعاء، ثم أغمس قطبي الجرافيت في الملح، ملاحظاً ما يحدث للمصباح الكهربائي في الدارة.
3. أنيِب 50g من ملح الطعام في كأس زجاجية مملوءة حتى منتصفها بالماء، ثم أغمس قطبي الجرافيت في المحلول، ملاحظاً ما يحدث للمصباح الكهربائي في الدارة.



محلول ملح الطعام

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



الشكل (13): التوصيل الكهربائي للمركب الأيوني.

72

### التوصيل الكهربائي للمركبات الأيونية.

الهدف: استقصاء خاصية التوصيل الكهربائي في المركبات الأيونية.

زمن التنفيذ: 15 دقيقة.

### إرشادات السلامة:

وجّه الطلبة إلى التخلص من المحاليل في المغسلة، وسكب الماء عليها من الصنبور مدة كافية.

المهارات العملية: الاستنتاج، الملاحظة، التفسير، التمييز.

### الإجراءات والتوجيهات:

- جهّز المواد والأدوات اللازمة قبل وصول الطلبة إلى المختبر.
- اطلب إلى الطلبة الالتزام بالخطوات المتسلسلة لتنفيذ التجربة.
- تجوّل بين الطلبة مؤجّهًا ومُرشدًا ومُسَاعِدًا.
- وضح للطلبة هدف كل خطوة في أثناء التنفيذ، وتأكد أنهم دونوا الملاحظات بعد كل خطوة من خطوات التجربة.

### استراتيجية العمل التعاوني.

- ورّع الطلبة إلى مجموعات، يتراوح عدد أفراد كل منها بين (4-6).
- وجّه أفراد المجموعات إلى دراسة الشكل (13)، ثم مقارنة التوصيل بين المحلول والمادة الأيونية الصلبة.
- نبّه الطلبة إلى ضرورة توخي الحيطة والحذر عند استعمال الماء الساخن.

### التحليل والاستنتاج:

1. في حالة المحلول.

2. عند ذوبان المركب الأيوني في الماء، تتحرّر الأيونات التي كانت مُقَيَّدَةً الحركة، وتصبح قادرة على الحركة بحرية؛ ما يجعلها قادرة على التوصيل الكهربائي للتيار.

### القضايا المشتركة ومفاهيمها العابرة للمناهج

### والمواد الدراسية

\* المهارات الحياتية: الوعي الصحي.

أخبر الطلبة أنّ إرشادات السلامة الخاصة بالتجربة مرتبطة بقضايا الوعي الصحي التي يتعيّن على الجميع الالتزام بها؛ تجنّبًا لوقوع أيّ حوادث.

استراتيجية التقويم: التقويم المعتمد على الأداء. أداة التقويم: قائمة رصد.

الرقم	المعيار	نعم	لا
1	يُوضّح المقصود بالمركبات الأيونية.		
2	يلتزم بإرشادات السلامة عند تنفيذ التجربة.		
3	يُدوّن ملاحظاته بصورة منظمة.		
4	يُنفّذ التجربة بخطوات متسلسلة.		
5	يُدوّن النتائج التي توصل إليها بصورة صحيحة.		
6	يعرض النتائج التي توصل إليها بصورة صحيحة.		
7	يُفسّر سبب عدم توصيل المركبات الأيونية الصلبة للتيار الكهربائي.		

## الخصائص الفيزيائية للمركبات التساهمية

### Physical Properties of Molecular Compounds

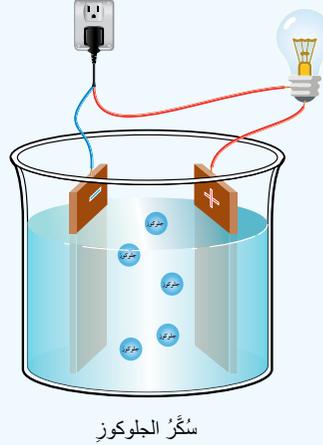
تُسمى المواد التي تحتوي على روابط تساهمية **المركبات التساهمية (الجزئية) Covalent (Molecular) Compounds**. وهي توجد بإحدى الحالات الفيزيائية الثلاث (الصلبة، السائلة، الغازية). تمتلك المركبات التساهمية البسيطة درجات انصهار وجليان منخفضة مقارنةً بالمركبات الأيونية؛ ما يجعلها مركبات متطايرة Volatile. وفي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

## التجربة 2

### التوصيل الكهربائي للمركبات التساهمية

#### التحليل والاستنتاج:

- هل أضواء المصباح في كلتا الحالتين؟
- أفسر ملاحظاتي.



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

#### خطوات العمل:

- أكوّن دارة كهربائية موصولة إلى قطبي جرافيت.
- أضغ 50g من سكر الجلوكوز في وعاء، ثم أغمس قطبي الجرافيت في السكر، ملاحظًا ما يحدث للمصباح الكهربائي في الدارة.
- أذيب 50g من سكر الجلوكوز في كأس زجاجية، وأستعمل السخان الكهربائي لإذابة الكمية كلها من السكر إن لزم الأمر، ثم أغمس قطبي الجرافيت في المحلول، ملاحظًا ما يحدث للمصباح الكهربائي في الدارة.

73

## المناقشة:

● إ طرح على الطلبة السؤال الآتي:

- ما خواص المركبات التساهمية؟ استمع لإجابات الطلبة، ناقشهم فيها لاستنتاج أن المركبات التساهمية تكون صلبة، أو سائلة، أو غازية، وأن درجات انصهارها وجليانها منخفضة نسبيًا، وأن بعض مركباتها متطايرة، وأن غالبيتها غير قابلة للذوبان في الماء، وغير موصلة للتيار الكهربائي، باستثناء بعض مركباتها مثل HCl.

## التجربة 2

### التوصيل الكهربائي للمركبات التساهمية.

**الهدف:** استقصاء خاصية التوصيل الكهربائي في المركبات التساهمية.

زمن التنفيذ: 15 دقيقة.

**المهارات العملية:** الاستنتاج، الملاحظة، التفسير، التمييز.

#### الإجراءات والتوجيهات:

- جهّز المواد والأدوات اللازمة قبل وصول الطلبة إلى المختبر.
- اطلب إلى الطلبة الالتزام بالخطوات المتسلسلة لتنفيذ التجربة.

#### استراتيجية العمل التعاوني.

- وزّع الطلبة العمل إلى مجموعات، يتراوح عدد أفراد كل منها بين (4-6).
- نبّه الطلبة إلى ضرورة توخي الحيلة والحذر عند استعمال الماء الساخن.
- وجّه الطلبة إلى التخلص من المحاليل في المغسلة، وسكب الماء عليها من الصنبور مدة كافية.

#### النتائج المتوقعة:

- قد يستنتج بعض الطلبة أن مصاهير المركبات التساهمية توصل التيار الكهربائي، مثل المركبات الأيونية؛ لذا أخبرهم أن المركبات التساهمية لا توصل التيار الكهربائي وهي في الحالة الصلبة، أو حالة الانصهار.

#### التحليل والاستنتاج:

1. لم يُضء المصباح في كلتا الحالتين.
2. المركبات التساهمية جزيئات غير متأيّنة؛ أي لا يوجد فيها أيونات.

استراتيجية التقويم: التقويم المعتمد على الأداء. أداة التقويم: قائمة رصد.

الرقم	معايير الأداء	نعم	لا
1	يُوضّح المقصود بالمركبات التساهمية.		
2	يلتزم بإرشادات السلامة عند تنفيذ التجربة.		
3	يُدوّن ملاحظاته بصورة منظمة.		
4	يُنفّذ التجربة بخطوات متسلسلة.		
5	يُدوّن النتائج التي توصل إليها بصورة صحيحة.		
6	يعرض النتائج التي توصل إليها بصورة صحيحة.		
7	يُفسّر سبب عدم توصيل المركبات الأيونية للتيار الكهربائي في جميع حالاتها.		

● استعمل جهاز الموصلية الكهربائية في لمس سطح قطعة من الخارصين، أو النحاس، ثم اسأل الطلبة:  
- هل أضواء المصباح؟

نعم.

- لماذا أضواء المصباح؟

بسبب وجود إلكترونات حرة الحركة تعمل على توصيل التيار الكهربائي.

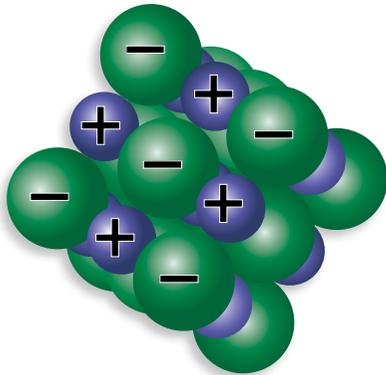
● أخبر الطلبة أن الإلكترونات في الفلزات تكون حرة الحركة، خلافاً للمركبات الأيونية؛ إذ ترتبط الإلكترونات بوجود الأيونات.

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

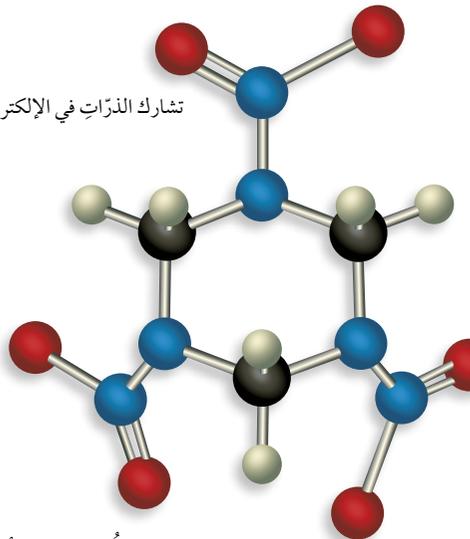
يُمثل الجدول (5) مقارنة بين المركبات الأيونية والمركبات التساهمية، من حيث درجات الانصهار والغليان، والتطاير، والذائبية، وتوصيل الكهرباء، أنظر الشكل (14) الذي يُمثل نموذجاً للروابط في مركب تساهمي وآخر أيوني.

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

التجاذب القوي بين الأيونات.



تشارك الذرات في الإلكترونات.



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

#### ◀ قراءة الجدول:

● اطلب إلى الطلبة دراسة الجدول (5)، ثم ناقشهم فيه لاستنتاج خواص المركبات الأيونية والتساهمية.

#### ◀ استخدام الصور والأشكال:

● وجه الطلبة إلى دراسة الشكل (14)، ثم ناقشهم فيه لاستنتاج مبدأ الارتباط في المركب التساهمي والمركب الأيوني.

#### ✓ **أتحقّق:**

درجة انصهارها وغليانها منخفضة نسبياً، ولا تذوب غالباً في الماء، وغير موصلة للتيار الكهربائي.

## الربط بالصحة

### عيادة الأسنان.

استضيف طبيب أسنان في غرفة الصف للتحديث عن أهمية السبائك في مقومات الأسنان، والحشوات السنية، ثم اطلب إلى الطلبة طرح الأسئلة على الطبيب، ثم تدوينها في دفتر العلوم.

### المناقشة:

• اطرح على الطلبة السؤال الآتي:

- ما الخصائص العامة للفلزات؟

استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أن الفلزات صلبة، ولامعة، وقابلة للطرق والسحب، وموصلة جيدة للحرارة والكهرباء.

### استخدام الصور والاشكال:

• وجه الطلبة إلى دراسة الشكل (15)، ثم ناقشهم في خاصية الطرق والسحب لاستنتاج مفهوم بحر الإلكترونات.

### تحقق:

صفوف الأيونات الموجبة ينزلق بعضها عن بعض، ولكنها تظل في بحر الإلكترونات نفسه.

## الربط بالصحة



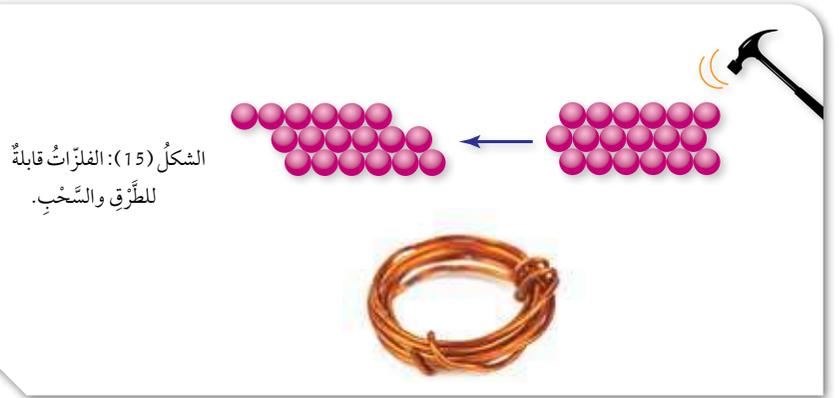
استخدم أطباء الأسنان منذ القدم مزيجاً مكوناً من فلزات مختلفة، مثل: النحاس، والفضة، والقصدير، والزنك؛ لجشو فجوات الأسنان. ونظراً إلى ما تسببه أبخرة الزنك السامة من ضرر بالصحة، فقد مُنِعَ استخدامه في طب الأسنان، واستُعيضَ عنه بمزيج من الصمغ والبورسلان بوصفه بديلاً آمناً. أما في مجال تقويم الأسنان فقد استُخدمت سبائك من النيكل والتيتانيوم؛ لأنها لا تصدأ، ولا تتآكل.

## الخصائص الفيزيائية للفلزات Physical Properties for Metals

تُستخدم الفلزات كثيراً في مجالاتٍ عدّة من حياتنا اليومية. والفلزات موادٌ صلبة (ما عدا الزئبق؛ فهو سائل) تمتاز بأنها لامعة **Shiny**، وقابلة للطرق **Malleable**، والسحب **Ductile**. فعند طرّق فلز ما تتكوّن صفائح، وعند سحبه تتكوّن أسلاكاً. وهذا يعني أنّ بلورة الفلز لا تتكسر؛ لأنّ صفوف الأيونات الموجبة ينزلق بعضها عن بعض، لكنها تظلّ في بحر الإلكترونات نفسه، أنظر الشكل (15).

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

✓ **تحقق:** أفسر ما يأتي: الفلزات قابلة للطرق والسحب.



75

## طريقة أخرى للتدريس

### الطرق والسحب.

اطلب إلى الطلبة المقارنة بين قطعة من الخارصين وبلورات من ملح الطعام، أو بلورات من ملح كلوريد المغنيسيوم بعد تعريض كل منها للطرق باستعمال مطرقة فلزية.

## الصيغ الكيميائية للمركبات Chemical Formulas For Compounds

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

يلاحظ من الجدول أن تكافؤ العنصر يساوي عدد الإلكترونات التي تفقدتها الذرة، أو تكسبها، أو تشارك فيها، وأنه يساوي شحنته عددياً.

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

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

76

## المناقشة:

- وجه الطلبة إلى دراسة الجدول (6)، ثم ناقشهم في شحنة الأيونات وتكافؤها، وأثر ذلك في عدد الروابط التي يصنعها أيون الذرة، ونوع الرابطة المتوقعة الناتجة، وصيغته الكيميائية الناتجة.

## المناقشة:

- اطرح على الطلبة السؤال الآتي:

– ما المقصود بكل من الرمز والصيغة؟

استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج أنّ الرمز يُمثل ذرة العنصر، وأنّ الصيغة تشير إلى نوع العناصر ورموزها.

الفرق بين كلمتي (رمز) و(صيغة) في الكيمياء.

- أخبر الطلبة أنّ الرمز الكيميائي يتكوّن من حرف كبير في الإنجليزية، أو من حرفين؛ أولهما كبير، وثانيهما صغير، وأنّ هذه الأحرف مشتقة من اسم العنصر.

## رموز بعض العناصر الكيميائية

الرموز:	P	Na	N	Li
الأسم بالعربية:	فوسفور	صوديوم	نيتروجين	ليثيوم
الأسم بالإنجليزية:	Phosphorus	Sodium	Nitrogen	Lithium

أما صيغة المركب الكيميائية مثل المركب الأيوني فتتألف من أيونين مرتبطين؛ أحدهما موجب، والآخر سالب.

- أخبر الطلبة أنّه يجب البدء باسم الأيون السالب ثم الموجب عند لفظ اسم المركب. فعند لفظ اسم مركب كلوريد الصوديوم مثلاً، فإنّ الكلوريد هو الأيون السالب (Cl-)، والصوديوم ( $Na^+$ ) هو الأيون الموجب. ولكتابة الصيغة، يجب البدء من اليسار بالأيون الموجب، ثم السالب (NaCl)، مع ملاحظة أنّ تكون شحنة المركب الكلية صفرًا.

- لضمان تحقق هذا الشرط، وجّه الطلبة إلى وضع عدد الشحنتان الموجبة الموجودة على الأيون السالب بعد الأيون الموجب، ووضع عدد الشحنتان الموجبة الموجودة على الأيون الموجب بعد الأيون السالب.

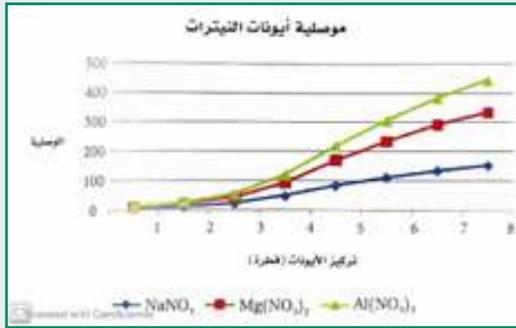
## ◀ قراءة الجدول:

- وجه الطلبة إلى دراسة الجدول (7)، ثم ناقشهم فيه للتوصل إلى تكافؤ المجموعات الأيونية.
- اطلب إلى الطلبة تصميم لوحة جدارية تمثل الجدول، ثم تعليقها على أحد جدران الصف، واستخدامها مرجعاً عند الضرورة.

## نشاط سريع

الأيونات العديدة الذرات تتفاعل بوصفها وحدة واحدة.

1. ضع (20 ml) من الماء المقطر في كأس زجاجية سعتها (50 ml).
2. اغمر مستشعر جهاز التوصيل الكهربائي، ثم دوّن قراءة الجهاز.
3. أضف قطرات متتابة من محلول  $Al(NO_3)_3$ ، ثم دوّن قراءة جهاز التوصيل الكهربائي بعد كل قطرة.
4. اطلب إلى الطلبة تمثيل النتائج بيانياً، وذكرهم بأن مركب  $Al(NO_3)_3$  يتكوّن من أيونين.
5. كرّر الخطوات السابقة، مستعملاً  $Mg(NO_3)_2$ ، ثم مثل النتائج بيانياً.



6. أدِرْ نقاشاً مع الطلبة لاستنتاج أن الأيونات العديدة الذرات تسلك بوصفها وحدة واحدة.

## ◀ المناقشة:

- اطح على الطلبة السؤال الآتي:
- كيف تُكتب الصيغة الكيميائية لمركب ما؟
- استمع لإجابات الطلبة، ثم ناقشهم فيها لاستنتاج خطوات كتابة صيغة المركب الأيوني والمركب التساهمي.

المجموعات الأيونية، وشحنتها، وتكافؤ كلٍّ منها.			الجدول (7):
الشحنة	الرمز	اسم المجموعة	
1-	OH <sup>-</sup>	الهيدروكسيد	مجموعات أيونية أحادية التكافؤ:
1-	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	النترات	
1-	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	البيكربونات	
1+	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	الأمونيوم	
1-	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	البيرمنجنات	
2-	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	الكربونات	مجموعات أيونية ثنائية التكافؤ:
2-	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	الكبريتات	
2-	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	الكرومات	
2-	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	الدايكرومات	
3-	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	الفوسفات	مجموعات أيونية ثلاثية التكافؤ:

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

لذا، يُمكن كتابة الصيغة الكيميائية لمركب ما؛ أيوني، أو جزيئي، بأربع الخطوات الآتية مرتبة:

1. كتابة اسم المركب باللغة العربية.
2. كتابة رموز العناصر التي يتكوّن منها المركب تحت اسم كلِّ عنصر.
3. كتابة رقم التكافؤ أسفل كلِّ رمز.
4. استبدال رقم التكافؤ لأحد الرمزتين بالآخر.
5. حذف أرقام التكافؤ في حال تساويها.
6. كتابة صيغة المركب النهائية.

77

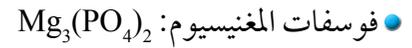
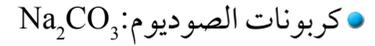
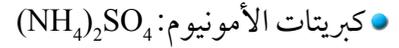
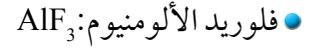
## ◀ تعزيز:

تسمية المركبات الكيميائية.

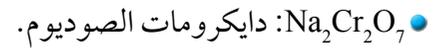
توصّل الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية (IUPAC) إلى طريقة نظامية لتسمية المركبات العضوية وغير العضوية، هي إطلاق اسم خاص على كل مركب، واستخدامه في تعيين صيغته.

قبل البدء بتسمية المركبات، يجب معرفة الرموز والصيغ الكيميائية للعناصر والمجموعات الذرية، بالرجوع إلى الجدول الدوري للعناصر الكيميائية.

أ - اكتب على اللوح أسماء المركبات الكيميائية الآتية، ثم اطلب إلى الطلبة كتابة الصيغة الكيميائية لكل منها:



ب - ما اسم المركب للصيغتين الكيميائيتين الآتيتين:



## المثال 1

أكتب الصيغة الكيميائية لمركب أكسيد الألمنيوم.

الحل:

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

5. لا يوجد قاسم مشترك؛ ما يعني أن هذه الأرقام تمثل أبسط نسبة عددية صحيحة.
6. صيغة المركب النهائية:  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

## المثال 2

أكتب الصيغة الكيميائية لمركب ثاني أكسيد الكربون.

الحل:

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

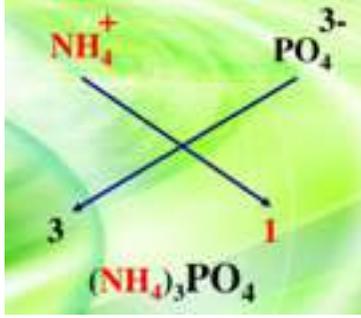
5. القسمة على الرقم الأصغر، وهو في هذه الحالة (2)؛ للحصول على أبسط قيمة عددية صحيحة.
6. صيغة المركب النهائية:  $\text{CO}_2$ .

## طريقة أخرى للتدريس

- استعمال بطاقات حمراء لتمثيل الأيونات الموجبة، ثم اصنع فيها ثقباً باستعمال دبوس.
- استعمال بطاقات صفراء لتمثيل الأيونات السالبة، ثم اصنع فيها ثقباً باستعمال دبوس؛ على أن تمثل هذه الثقوب عدد الشحنات السالبة.
- اطلب إلى الطلبة اكتشاف أن كل أيون شحنته 2- يتطلب وجود اثنين من الأيونات التي تحمل شحنة 1+، ثم كتابة صيغة المركب الناتج من ذلك.

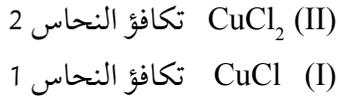
• اكتب الصيغة الكيميائية لمركب فوسفات الأمونيوم.

الحل:



المناقشة:

• ناقش الطلبة في دلالة الأرقام اللاتينية في بعض المركبات الكيميائية لاستنتاج أنها تدل على تكافؤ أيون الفلز المرتبط، كما ورد في كتاب الطالب، ثم أعط مثلاً على ذلك:



المثال 3

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

أكتب الصيغة الكيميائية لمركب هيدروكسيد الكالسيوم.

الحل:

Ca	OH	4	استبدال رقم التكافؤ	1	هيدروكسيد الكالسيوم.
2	1	1	لأحد الرمزين بالآخر:	2	اسم المركب:
		2		1	رمز كل عنصر:
		5	صيغة المركب النهائية: Ca(OH) <sub>2</sub> .		رقم التكافؤ:

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

أما إذا كان للعنصر أكثر من تكافؤ فتستخدم أرقام خاصة للتمييز بينها، تسمى الأرقام اللاتينية (I، II، III). فمثلاً، للحديد Fe أكثر من تكافؤ (2، و3)؛ لذا يكتب الرقم اللاتيني الذي يدل على عدد تكافئه بعد اسم المركب. فمثلاً، أكسيد الحديد (II) يدل على أن تكافؤ الحديد في هذا المركب هو (2)، وأكسيد الحديد (III) يدل على أن تكافؤ الحديد في هذا المركب هو (3).

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

- كبريتات الصوديوم.
- فوسفات الكالسيوم.
- بيرمنجنات البوتاسيوم.

✓ **أنحَقِّق:**





## مراجعة الدرس

1

الخصائص	الأيونية	التساهمية	الفلزية
القساوة:	قاسية.	هشة.	صلبة.
درجات الانصهار والغليان:	مرتفعة.	منخفضة نسبياً.	مرتفعة نسبياً.
التوصيل الكهربائي:	موصلة جيدة للتيار الكهربائي في حالة المحلول أو المصهور.	غير موصلة للتيار الكهربائي.	موصلة للتيار الكهربائي.

2

المادة	حبيبات السكر	مصهور KCl	ملح MgCl <sub>2</sub>	فلز Al	محلول NaCl
نوع المركب:	جزيئي.	أيوني.	أيوني.	فلزي.	أيوني.

3

المادة	نوع الرابطة		التوصيل الكهربائي	
	أيونية.	تساهمية.	الصلب	المصهور
الأيونية:	أيونية.	غير موصلة.	غير موصلة.	موصلة.
التساهمية:	تساهمية.	غير موصلة.	غير موصلة.	غير موصلة.
الفلزية:	فلزية.	فلزية.	موصلة.	موصلة.

4 NaNO<sub>3</sub> ، MgSO<sub>4</sub> ، CaO

5 بسبب قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات

السالبة في البلورة (قوة الرابطة الأيونية).

6 تكافؤ CrO<sub>4</sub>: 2، تكافؤ NH<sub>4</sub>: 1

## مراجعة الدرس

1 . الفكرة الرئيسة: أذكر الخصائص الفيزيائية لكل من المواد الأيونية، والتساهمية، والفلزية.

2 . أصنّف المواد الآتية إلى مركّبات أيونية، ومركّبات تساهمية بحسب قدرتها على توصيل التيار الكهربائي:

- حبيبات السكر الصّلب.
- مصهور KCl.
- ملح MgCl<sub>2</sub> الصّلب.
- فلز Al.
- محلول NaCl.

3 . أقرّر بين المواد الأيونية والتساهمية والفلزية كما في الجدول الآتي:

المادة	نوع الرابطة		التوصيل الكهربائي	
	أيونية	تساهمية	الصلب	المصهور
الأيونية				
التساهمية				
الفلزية				

4 . أكتب الصيغة الكيميائية للمركّبات الآتية: نترات الصوديوم، كبريتات المغنيسيوم، أكسيد الكالسيوم.

5 . أفسّر: يصعب الفصل بين الأيونات السالبة والأيونات الموجبة في البلورة الأيونية.

6 . تحفيز: ما تكافؤ كل من المجموعتين: NH<sub>4</sub>، و CrO<sub>4</sub> في المركّب الآتي: (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>؟

اطلب إلى الطلبة البحث عن أهمية السبائك وأنواعها واستخداماتها المتنوعة في حياتنا اليومية، ثم كتابة تقرير أو إعداد عرض تقديمي عن ذلك لمناقشته في غرفة الصف.

### نشاط سريع

1. أذب (5 g) من هيدروكسيد الكالسيوم في كأس زجاجية تحوي (25 ml) من الماء.
2. أضف (2 g) من الخارصين إلى المحلول، ثم ضعه على جهاز التسخين حتى يصل الخليط إلى درجة حرارة أقل من درجة الغليان.
3. أضف قطعاً نحاسية إلى الكأس، ثم قلبها مرّات عدّة باستعمال الملقط.
4. ارفع الكأس عن جهاز التسخين عندما تصبح قطع النحاس فضية اللون، ثم اسأل الطلبة: ما الذي حدث لقطع النحاس؟
5. ضع قطع النحاس على جهاز التسخين حتى يتحوّل لونها إلى اللون الذهبي، ثم اسأل الطلبة: ما الذي حدث لقطع النحاس؟
6. ناقش الطلبة في موضوع السبائك وأهميتها في حياتنا اليومية.

التخلّص من النفايات

- اغسل الكمية المتبقية من الخارصين بالماء البارد، ثم اسكب الماء في المغسلة، وضع الخارصين في سلّة المهملات.

- خفّف من تركيز NaOH المتبقي، ثم اسكبه في المغسلة.

## الإثراء والتوسع

### السبائك Alloys

الفلزات النقية ليّنة جداً، ونشطة كيميائياً؛ لذا، فهي تتآكل عند تفاعلها مع المواد الأخرى، ويتطلّب استخدامها في أغراضٍ مُعيّنة إضافةً عنصرٍ أو عناصرٍ أخرى إلى العنصر الأصليّ بنسبٍ مُحدّدة لتحسين خصائصه التي فقدها، فينتج ما يُسمّى السبائك Alloys؛ وهي خليطٌ من فلزٍّ وعنصرٍ آخر - على الأقل - قد يكون فلزّاً أو لافلزّاً.



سكّة حديد مصنوعة من سبائك الفولاذ والمنغنيز.

تمتاز السبائك بصفاتٍ فريدة، مثل: القوّة، والمتانة، وخفّة الوزن، وتحمل درجات الحرارة العالية؛ ما يجعلها أهلاً لاستخداماتٍ عدّةٍ مُتنوّعة. ومن الأمثلة عليها سبيكة الفولاذ والمنغنيز التي تتكوّن من فلزّ الحديد مضافاً إليه عنصر المنغنيز بنسبة تُقدّر بنحو 13%، وهي تُستخدم في صناعة آلات الحفر، والسكّك الحديدية؛ لأنها تتحمل درجات الحرارة العالية.

من الأمثلة عليها أيضاً سبيكة الفولاذ (الحديد الصلّب) التي تُصنّع بإضافة نسبٍ مُحدّدة من الكربون إلى الحديد ليصبح أكثر قوّة وصلابة، وغير قابل للصدأ، وهي تُستخدم في أعمال البناء.

بوجه عامّ، فإنّ السبائك أكثر قوّة وصلابة من فلزاتها الأساسية؛ ما جعلها تُستخدم في كثير من مجالات الحياة.

**إدراك** مستعيناً بمصادر المعرفة المتوفرة، أبحث عن خصائص السبائك الآتية واستعمالاتها: الستانلس ستيل Steel Stanes، البرونز Bronze، سبيكة النحاس والنيكل Cuper - Nickel، ثم أكتب تقريراً عنها، ثم أناقشها مع المعلّم والزملاء في الصف.

### طريقة أخرى للتدريس

- ورّع على الطلبة جدولاً يحوي خصائص بعض الفلزات، وأمثلة على بعض السبائك، ثم اطلب إليهم البحث عن استخدامات السبائك تبعاً لخصائص الفلزات المكوّنة لها.

2 أسئلة الاختبار من مُتعدّد:

رقم الفقرة	رمز الإجابة
1	ج
2	د
3	ج
4	أ
5	ب
6	ج
7	ج
8	د
9	أ
10	ب
11	د

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

- أ .  $XY_7$ .  
ب .  $X_3Y$ .  
ج .  $XY_3$ .  
د .  $X_7Y$ .

8. إحدى الآتية ليست من خصائص المركبات الأيونية:

- أ . ذائبيتها في الماء عالية.  
ب . موصلة للكهرباء في حالة المحلول.  
ج . درجة غليانها مرتفعة.  
د . متطايرة.

9. المادة الموصلة للتيار الكهربائي في الحالة الصلبة هي:

- أ . Mg.  
ب . NaCl.  
ج .  $CH_4$ .  
د . He.

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

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

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

- أ . 3.  
ب . 5.  
ج . 13.  
د . 15.

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

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

2. نوع الرابطة بين ذرات عنصر الصوديوم Na:

- أ . رابطة تساهمية أحادية.  
ب . رابطة تساهمية ثنائية.  
ج . رابطة أيونية.  
د . رابطة فلزية.

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

- أ . CO.  
ب .  $H_2O$ .  
ج . MgO.  
د . HCl.

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

- أ .  $N_2$ .  
ب .  $O_2$ .  
ج .  $H_2$ .  
د .  $Cl_2$ .

5. الصيغة الكيميائية لمركب نترات الكالسيوم هي:

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

6. عدد روابط سيجما  $\sigma$  وروابط باي  $\pi$  في الصيغة:  $CH_3CH=CH_2$  هو:

- أ .  $\pi 2, \sigma 3$ .  
ب .  $\pi 2, \sigma 5$ .  
ج .  $\pi 1, \sigma 8$ .  
د .  $\pi 1, \sigma 9$ .

## مراجعة الوحدة

2 • الرابطة الأيونية: القوة التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركبات.

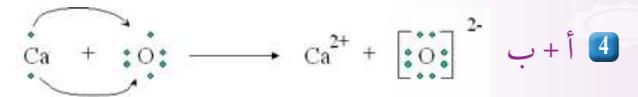
• الرابطة التساهمية: رابطة كيميائية ناتجة من تشارك زوج أو أكثر من الإلكترونات بين ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية.

• الرابطة الفلزية: قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية.

• التكافؤ: عدد الإلكترونات التي تكسبها الذرة، أو تفقدها، أو تشارك بها، وتساوي عددياً شحنة العنصر.

• تركيب لويس: تمثيل نقطي للإلكترونات التكافؤ التي تشارك في تكوين الروابط الكيميائية، ويُرمز إلى كل إلكترون تكافؤ بنقطة واحدة توضع على رمز العنصر.

الخاصية	المركبات الأيونية	المركبات التساهمية
درجات الانصهار والغليان:	عالية.	منخفضة غالباً.
الذائبية في الماء:	تذوب.	لا تذوب غالباً.
توصيل الكهرباء في الحالة الصلبة:	غير موصلة.	غير موصلة، ما عدا الغرافيت.
توصيل الكهرباء في حالة المحلول:	موصلة.	غير موصلة بوجه عام.



جـ. ذرة الكالسيوم تفقد إلكترونين من المستوى الخارجي، فتتحول إلى أيون الكالسيوم الثنائي الموجب الأقرب إلى الغاز النبيل الآرغون.

د. تكافؤ ذرة الكالسيوم هو 2، وتكافؤ ذرة الأكسجين هو 2.

5 نترات الأمونيوم:  $\text{NH}_4\text{NO}_3$

هيدروكسيد الحديد (II):  $\text{Fe}(\text{OH})_2$

كبريتات الكالسيوم:  $\text{CaSO}_4$

6 عمل دائرة كهربائية لدراسة التوصيل الكهربائي لمحلولي المادتين كما في التجربة 1 و 2

7 أ. لوجود إلكترونات حرة الحركة في بلورة الفلز.

ب. درجة الانصهار ودرجة الغليان لمركب  $\text{MgO}$  الذي

يحمل الشحنتين  $\text{Mg}^{2+}$  و  $\text{O}^{2-}$  أعلى من درجتي انصهار

$\text{Na}^+\text{Cl}^-$  و غليان؛ لأن زيادة الشحنات على الأيونات

تؤدي إلى زيادة قوة التجاذب بينها، فتحتاج إلى طاقة

أكبر للتغلب عليها.

## مراجعة الوحدة

2. أوضح المقصود بالمصطلحات الآتية:

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

3. أقرن بين المركبات الأيونية والمركبات التساهمية من حيث الخصائص المذكورة في الجدول الآتي:

الخاصية	المركبات الأيونية	المركبات التساهمية
درجات الانصهار والغليان.		
الذائبية في الماء.		
توصيل الكهرباء في الحالة الصلبة.		
توصيل الكهرباء في حالة المحلول.		

4. أدرس المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية جيداً:  
 $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$

أ. أمثل المواد المتفاعلة في تركيب لويس.

ب. أمثل المواد الناتجة في تركيب لويس.

ج. أوضح كيف وصلت ذرة الكالسيوم  $\text{Ca}$  إلى توزيع إلكتروني يشبه التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.

د. أجد تكافؤ كل من ذرتي الكالسيوم والأكسجين.

5. أكتب الصيغة الكيميائية للمركبات الآتية:

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

6. أصمم تجربة أميز فيها بين مركب بروميد البوتاسيوم  $\text{KBr}$  وشمع البارفين.

7. أفسر ما يأتي:

أ. الفلزات موصلة جيدة للتيار الكهربائي.

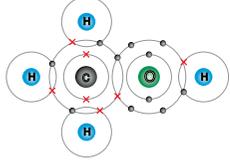
ب. درجة انصهار مركب أكسيد المغنيسيوم

$\text{MgO}$  أعلى من درجة انصهار مركب كلوريد الصوديوم  $\text{NaCl}$ .

8. أفسر سبب عدم قابلية المركبات الأيونية للطرق والسحب، مستعيناً بنموذج الرابطة الفلزية.

9. أستنتج كيف تتكون الرابطة التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية في المركبات الآتية:  
 $\text{C}_2\text{H}_2$ ،  $\text{O}_2$ ،  $\text{HCl}$ ، مستخدماً تركيب لويس.

10. أفسر البيانات: أدرس جيداً الشكل الآتي الذي يمثل جزيء الميثانول  $\text{CH}_3\text{OH}$ ، ثم أجيب عن الأسئلة التي تليه:



أ. أبين عدد إلكترونات التكافؤ لكل من ذرتي  $\text{C}$  و  $\text{O}$ .

ب. أحدد نوع الروابط التساهمية المتكونة في هذا الجزيء.

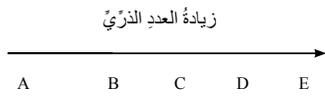
ج. أذكر عدد أزواج الإلكترونات الرابطة.

د. أمثل الجزيء باستخدام تركيب لويس.

11. اتوقع تكافؤ كل من:  $\text{ClO}_3$ ، و  $\text{Al}$  في المركب الآتي:  $\text{Al}(\text{ClO}_3)_3$ .

12. أكتب الصيغة الكيميائية لمركب يكون فيه تكافؤ النحاس 2، ومركب آخر يكون فيه تكافؤ النحاس 1.

13. أستنتج العناصر الافتراضية الآتية متتالية كما يأتي:



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

أ. A مع B.

ب. B مع D.

ج. B مع بعضها مع بعض.

د. E مع بعضها مع بعض.

84

8. تنزل صفوف الأيونات الموجبة بعضها عن بعض، ولكنها تظل في بحر الإلكترونات نفسه.



أ. عدد إلكترونات تكافؤ ذرة الكربون هو 4، وعدد إلكترونات تكافؤ ذرة الأكسجين هو 6

ب. روابط تساهمية أحادية.

ج. عدد أزواج إلكترونات الرابطة هو 5

د. الشكل في السؤال.

11  $3 : \text{Al}$  ،  $1 : \text{ClO}_3$

12  $\text{CuCl}(\text{I})$  ،  $\text{CuCl}_2(\text{II})$

13 أ : تساهمية. ب: أيونية. ج: تساهمية. د : فلزية.

## مراجعة الوحدة

14 أ : Al

ب : KCl

ج : Al

د : CH<sub>4</sub>

هـ : C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>

و : C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>

15 تُقبَل الخرائط المفاهيمية من الطلبة؛ على أن تُصحَّح الخطأ منها.

16 AlN، AlBr<sub>3</sub>، Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>، Na<sub>2</sub>O، NaBr، Na<sub>3</sub>N،

MgO، Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>، MgBr<sub>2</sub>، N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>، NBr<sub>3</sub>، OBr<sub>2</sub>.

No، No<sub>2</sub>، N<sub>2</sub>O، N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>، N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.

## مراجعة الوحدة

14. أَسْتَنْجِ: أيُّ المواد الآتية:

(Al، CH<sub>4</sub>، KCl، C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>، C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>) تُعدُّ مثلاً على مادة:

أ . توصّل التيار الكهربائي وهي في الحالة الصلبة؟

ب . توصّل التيار الكهربائي وهي في حالة المحلول فقط؟

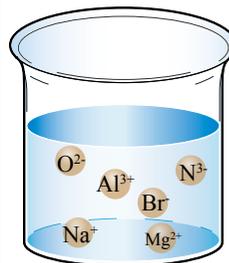
ج . قابلة للطرق والسحب؟

د . روابطها تساهمية أحادية؟

هـ . تمتلك رابطة تساهمية ثنائية؟

و . تمتلك رابطة تساهمية ثلاثية؟

16. أُنْفَخَصُ الأيونات في الكأس الزجاجية، ثمَّ أُحَدِّدُ أكبرَ عددٍ من المركّبات التي قد تتكوّن من هذه الأيونات في حال تبخر الماء.



15. أصمّم خريطة مفاهيمية: درّستُ في الوحدة الثانية المفاهيم الأساسية الآتية، أصمّم خريطة مفاهيمية مناسبة لتحديد العلاقات بين هذه المفاهيم:

أيون سالب

تركيب لويس

الرابطة التساهمية الأحادية

الرابطة التساهمية الثنائية

الروابط الكيميائية

أيون موجب

الرابطة التساهمية

الرابطة الأيونية

الصيغ الكيميائية

الرابطة التساهمية الثلاثية

مركّب أيوني



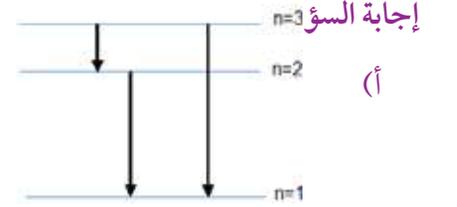
ملحق إجابات

كتاب الأنشطة والتجارب العملية

## إجابات أسئلة الاختبارات الدولية في كتاب الأنشطة والتجارب العملية

إجابة السؤال الأول:

450nm - 400nm (4)



(ب) أُحدّد مستويي الطاقة الموافقة لكل طيف، مُبيّنًا الأسس التي اعتمدها.

يظهر الطيف الأحمر عند انتقال الإلكترون بين المستوى (n=3) والمستوى (n=2)؛ ذلك أنّ فرق الطاقة بينها أقل ما يمكن؛ لذا يكون طول الموجة أكبر ما يمكن، وهو أقرب إلى اللون الأحمر.

أمّا الطيف الأزرق فهو أكبر طاقة من الطيف الأحمر؛ لذا يكون انتقال الإلكترون بين المستوى (n=3) والمستوى (n=1)؛ إذ إنّ فرق الطاقة بينها أكبر ما يمكن، وطول الموجة أقل ما يمكن، وهو أقرب إلى اللون الأزرق.

## محاكاة لأسئلة الاختبارات الدولية

سؤال:

تناقشت سلمى وتالا في صفات العناصر وأيوناتها، وقد ادعت سلمى أن الخصائص الكيميائية والفيزيائية للذرة لا تتغير عند تحولها إلى أيون، في حين رأَت تالا أن الأيون يختلف اختلافاً كبيراً عن ذرته:

أ - أيُّ الرأيين أكثر دقة؟ أفسر إجابتي.

.....  
.....  
.....  
.....

ب- أذكر شواهد من الصفات الدورية للعناصر تُعززُ الرأي الذي أيدته.

.....  
.....  
.....  
.....

أ . الرأي الثاني أكثر دقة، بناءً على اختلاف التوزيع الإلكتروني بين الذرة وأيوناتها، وارتباط الصفات الكيميائية والفيزيائية بالتوزيع الإلكتروني.

ب . من الصفات التي تختلف فيها الذرات عن أيوناتها: الحجم الذري، والحجم الأيوني، وما يرتبط بهما من صفات، مثل طاقة التأين.

## إجابات أسئلة الاختبارات الدولية في كتاب الأنشطة والتجارب العملية

### إجابة السؤال الأول:

- أ - المواد الأيونية: كلوريد الكالسيوم، بلورات يوديد البوتاسيوم، بلورات هيدروكسيد الصوديوم NaOH. المواد الجزيئية: اليود، بلورات سكر الفركتوز.
- ب - باستخدام تجربة التوصيل الكهربائي.

### إجابة السؤال الثاني:

- ج - صُلب، موصل للتيار الكهربائي، قابل للطرق والسحب.

### إجابة السؤال الثالث:

- أ - (A و D)، (A و C).
- ب - لأنَّ العنصر A يحتوي في مستوى طاقته الخارجي على إلكترون واحد يُمكن فقده، في حين يحتوي العنصر D في مستوى طاقته الخارجي على سبعة إلكترونات، ويُمكنه اكتساب إلكترون واحد فقط؛ لذا يتكوّن مركب أيوني عند اتحادهما.
- ج -  $\text{:}\ddot{\text{C}}\text{:}$
- د - رابطة تساهمية ثنائية.
- هـ - صُلب، قابل للتوصيل الحراري والكهربائي.