الوحدة 1 التركيب الذري والروابط الكيميائية

مقدّمة الوحدة

هذه المقدمة تفسّر العلاقة بين التركيب الذّري وتكوين الروابط الكيميائية.

C1101 يستخدم مستويات الطاقة (المدارات) الذرية للتنبؤ بالترابط داخل الجزيء وأشكال الجزيئات.

الدرس 1-1 التّركيب الذّرّي

- تشكّل الإلكترونات سحابة مشحونة بشحنة سالبة حول نواة صغيرة موجبة الشحنة.
- تعمل القوى الإلكتروستاتيكية على إبقاء الذرّة متماسكة.
- تحتل الإلكترونات في الذرّة، المستويات الفرعية s,p,d,f والتي يجري وصفها بأعداد الكم الأربعة: s, m, ℓ, n.
- توجد المستويات الفرعية s و p و d و f في مستويات طاقة.

الدرس 1-2 التوزيع الإلكتروني

- التعرف على المبادئ المتبعة لكتابة التوزيع الالكتروني
- بحسب مبدأ باولي للاستبعاد: لا يوجد إلكترونان في الذرة نفسها يكون لهما قيم أعداد الكمّ الأربعة نفسها.
- قراءة وكتابة التوزيع الإلكتروني للأيونات والذرّات.
- التوزيع الإلكتروني والجدول الدوري.
- التكافؤ وإلكترونات التكافؤ.
- مخطّطات تمثيل لويس النقطية.

الدرس 1-3 الروابط الكيميائية

- تتكوّن الروابط الكيميائية نتيجة وجود طاقة بين الذرّات تجعلها ترتبط بعضها ببعض.
- تتكوّن الروابط الكيميائية بواسطة إلكترونات التكافؤ.
- يعتمد عدد الروابط والقدرة على الترابط على التوزيع الإلكتروني لكلا العنصرين اللذين لديهما القدرة على الترابط.
- هناك ثلاثة أنواع أساسية من الروابط الداخلية: الأيونية، الفلزيّة، والتساهمية.
- تتمركز الإلكترونات في الروابط الثلاث بصور مختلفة، وكذلك حال قوى الروابط.
- قاعدة الثمانية.
- الروابط الأيونية والمركّبات الأيونية الثنائية.
- الروابط الفلزّية.
- الروابط التساهمية والتساهمية التناسقية
- الأيونات متعدِّدة الذرّات.

الوحدة 1 التركيب الذري والروابط الكيميائية

ملخّص الوحدة

تتحدَّد أنماط السلوك الكيميائي للعناصر من خلال توزيع الإلكترونات في الذّرات. تبدأ هذه الوحدة باستعراض موجز لتركيب الذرّة وأعداد الكم والأفلاك. وهذا سيؤدي إلى المفهوم المهم لمستويات الطاقة. يغطّي الدرس الثاني: توزيع الإلكترونات وهيكل الجدول الدوري. ومع نهاية الدرس، يجري تقديم فكرة التكافؤ ومخطّطات تمثيل لويس النقطية للعناصر. أما الدرس الثالث: فيدور حول الروابط الكيميائية، ويبدأ من خلال مناقشة الطاقة. بعد ذلك يُطبّق مفهوم التوزيع الإلكتروني على الرابطة الأيونية والتساهمية.

تتناول الفكرة الرئيسة الفرق في تمركز الروابط والإلكترونات. حيث يجري وصف الروابط الأيونية أولاً، تليها كيفية تشكّل الروابط التساهمية والروابط التساهمية التناسقية، والأشكال الجزيئية.

أخطاء شائعة

- **للجدول الدوري شكل عشوائي.** والصحيح أن الجدول الدوري هو في الواقع خريطة لمستويات طاقة الإلكترونات الموجودة في الذرّة. حيث تتوافق كل دورة في الجدول الدوري مع مستوى طاقة كامل واحد.

- **الذرّات كُرات صلبة تشبه كرات النموذج الجُزيئي، ولكنها أصغر حجمًا.** والصحيح أن الذرّات سحب إلكترونية متداخلة تدور حول نواة كثيفة ولكنها صغيرة جدًّا. ويشكِّل التداخل أو انتقال السحب الإلكترونية بين الذرّات الرابطة الكيميائية.

- **جميع الروابط الكيميائية متشابهة.** والصحيح أن تختلف الروابط الكيميائية اختلافًا كبيرًا بحسب تمركز الإلكترونات حول ذرّات محدّدة، وبحسب تمركز الرابطة نفسها: هل تكون حول ذرَّتين، أم تربط جميع الذرّات المجاورة القريبة؟

مخطط الوحدة

الدرس	عدد الحصص	مخرجات التّعلم	الكفايات
1-1 التركيب الذّرّي	3	C1101.2 C1101.4	
2-1 التّوزيع الإلكتروني	4	C1101.3	
3-1 الروابط الكيميائيّة	4	C1101.1 C1101.5	

الكفايات

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

المهارات العلمية والكفايات

- يتوقَّع من الطلاب إجراء تجربتين تعليميتين.
- يجري تطبيق مهارات الرياضيات مثل الهندسة الثلاثية الأبعاد في خبرات التعلُّم، وفي سبعة أمثلة للمسائل، وفي كثير من مسائل تقويم الوحدة.
- تستخدم مهارات الاتصال والتواصل في رسم المخططات العلمية وتفسيرها، ومنها مخططات تمثيل لويس النقطية، ومخطّطات التوزيع الإلكتروني، والرسوم البيانية الثلاثية الأبعاد.
- تستخدم مهارات البحث والاستقصاء في مشروعين بحثيين.
- تُستخدم مهارات تكنولوجيا المعلومات والاتصالات في تجربة تعليمية واحدة من خلال مشاهدات الفلك الذرّي.

الدرس 1-1
التركيب الذّرّيّ

مصادر تعلّم الدّرس

الموضوع/ الوقت	المحتوى	موارد كتاب الطالب	موارد كتاب المعلم
التركيب الذّرّي 1 حصة	يحدِّد مكوِّنات الذرّة، ويذكر خصائص جُسيماتها . يميّز بين نموذج بور الذرّي ونظرية الكم.	الصفحات 4-9	الصفحات 10-14
مستويات الطاقة 1 حصة	يتعرّف مستويات الطاقة الذرّية، ويميّز بين المستويات الفرعية والأفلاك.	الصفحات 10-12	الصفحات 15-19
نشاط 1 حصة	خبرة التعلم 1-1 حول أشكال الأفلاك	الصفحة 13	ورقة عمل 1-1 الصفحة 20

الزّمن المقترح للدّرس

يستغرق تنفيذ هذا الدرس ثلاث حصص، ويتضمّن تجربة تعلُّم واحدة.

الأنشطة	مواد من أجل النّشاط
1-1 أشكال الأفلاك	كمبيوتر وإمكانية الوصول إلى برنامج مشاهدة الأفلاك عبر الإنترنت.

مخرجات التعلّم

C1101.2 يصف عدد الكم والطاقات النسبية للمستويات s و p و d و f في مستويات الطاقة الرئيسة 1 و 2 و 3 والمستويات الفرعية 4s و4p. يتعرَّف إلى اختلاف الترتيب بين المستويين 3d و4s.

C1101.4 يصف شكل المدارين s و p والتهجين الناشئ منهما في الذرات، مثل ذرة الكربون وذرة الأكسجين. ويربط ذلك بقيم الزوايا بين الروابط.

*** لاحظ أن أشكال الأفلاك قد جرت تغطيتها في هذا الدرس، ولكن موضوع التهجين وزوايا الروابط سيجري تناوله في الوحدة 2.**

المعرفة السابقة

يُفترض أن يكون الطلاب على دراية بالموضوعات الآتية:

- الذرّة وحقيقة أن المادة مصنوعة من ذرّات.
- الجدول الدوري والعناصر، بما في ذلك العدد الذرّي ورموز العناصر.
- وجود المادة في الغالب على صورة مخاليط من المركَّبات.
- كيفية قراءة الصيغ الكيميائية والصيغ الهيكلية وكتابتهما.
- مفهوم الجذب الكهربائي بين الشحنات السالبة والموجبة.
- الفكرة الأساسية للفضاء الثلاثي الأبعاد الذي تحدِّده المحاور المتعامدة x و y و z بصورة متبادلة.

المفردات

Electron	الإلكترون
Proton	البروتون
Neutron	النّيوترون
Atomic number	العدد الذّرّيّ
Electric charge	الشّحنة الكهربائيّة
Electrostatic force	القوّة الكهربائيّة السّاكنة (الإلكتروستاتيكيّة)
Quantum theory	نظرية الكم
Energy level	مستوى طاقة
Quantum numbers	أعداد الكمّ
Orbit	فلك
Sublevel	مستوى فرعيّ
Exclusion principle	مبدأ الاستبعاد
Spectrum	الطيف
Ground state	المستوى الاعتياديّ
Excited state	حالة إثارة

افتتاحية الدرس

1. كلّف الطلاب أن يصفوا كيف تبدو الذرّة في اعتقادهم.

أنت تبحث عن طرق لتطوير فكرة أن الإلكترونات تشكّل سحابة ضبابية نشطة حول النواة الصغيرة. تذكّر أن الذرّات ليست كرات صغيرة وصلبة، كما تصفها النماذج الجزيئية.

2. سل الطلاب: لمَ يطلق على مجموعة من الغازات تسمية الغازات النبيلة، «أو الغازات الخاملة»؟

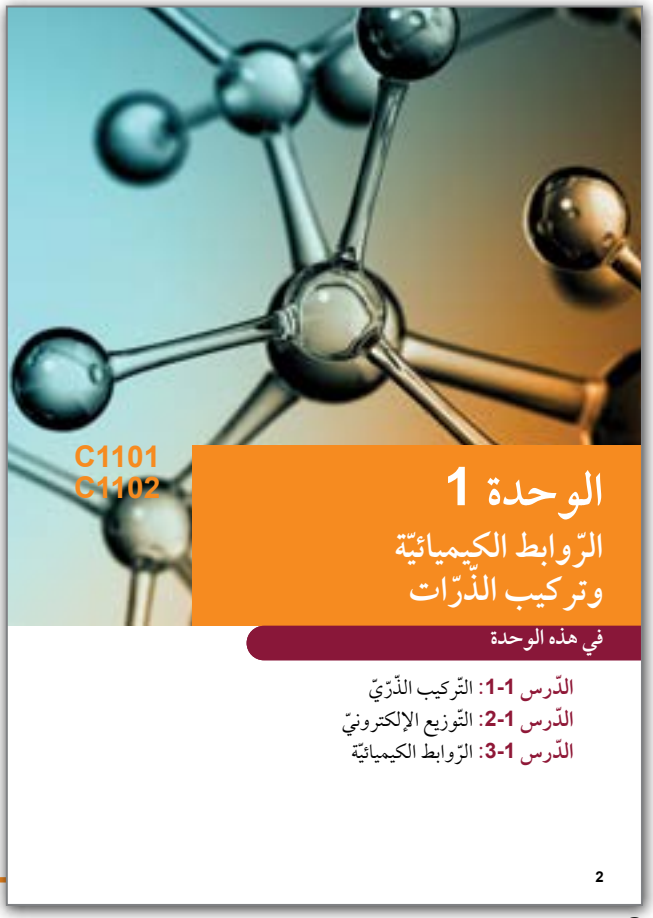
في عصر النهضة الذي شهدته إنجلترا، لم يكن «النبلاء» عادة يختلطون بعامة الناس اجتماعيًّا. فقد كان عددهم قليلًا ويعيشون وحدهم وبمعزل عن عامّة الناس. وعندما اكتشفت الغازات النبيلة، كانت هي كمجموعة النبلاء نادرة، غير قادرة على التفاعل مع العناصر الأخرى.

3. كلّف الطلاب أن يفسّروا معنى «غير نشِط».

اشرح لهم أن المواد المعبّر عنها بالنشطة هي التي تخضع لتفاعلات كيميائية بسهولة أو بسرعة. أما المواد ذات النشاطية المنخفضة فلا تكاد تتغيّر كيميائيًا. وعندما تتفاعل، تتفاعل بصعوبة (وعادة بعد تغذيتها بالطاقة). تكون الغازات النبيلة إما غير نشطة (مثل الهيليوم، والنيون، والأرجون) أو ذات نشاطية منخفضة (مثل الزينون، والكريبتون، والرادون).

4. سلِ الطلاب: مَن منكم يستطيع أن يبرهن وجود الذرّة؟ كيف؟

يُعدّ هذا السؤال من أصعب الأسئلة. وقد استمر البحث عن إجابة له أكثر من 2300 سنة، بدءًا من العالم اليوناني ديموقريطس وصولًا إلى العالم الألماني أينشتاين الذي كتب مقالة عن الحركة البراونية عام 1905. الذّرات صغيرة جدًا إلى درجة أننا لا نستطيع أن نتصوّر شكلها وسلوكها. بالمقابل، يُمكننا وضع قطرة حليب على شريحة مجهر وعرضها على قوة 400x لمراقبة الحركة البراونية التي تثبت وجود جُزيئات الماء. يمكن البحث عن «الحركة البراونية في الحليب»؛ لتوافر كثير من البرامج الإلكترونية والأفلام.



مناقشة تمهيدية

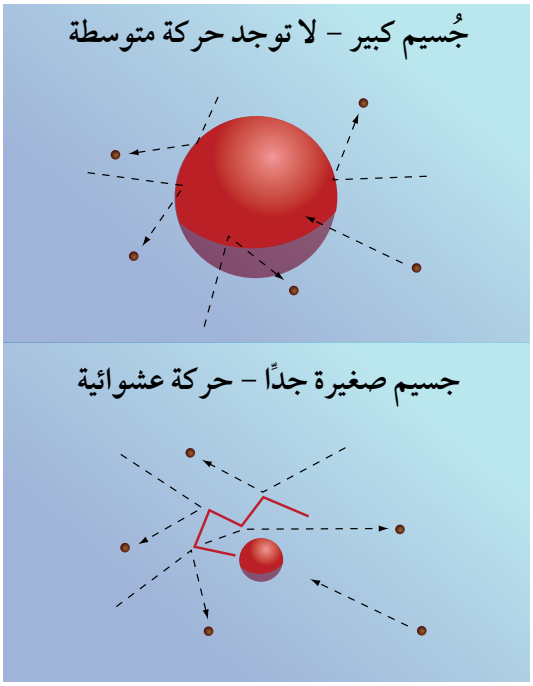
1. ماذا تعرف عن الذرّات؟ متى اكتشفت؟ ما حجمها؟

ابدأ بالمناقشة لتتوصّل إلى ما يعرفه الطلاب بالفعل عن الذرّات. قد يقولون إن الذّرات صغيرة. وربما كانوا يعرفون أن الذرّات قد اقترحها الإغريق القدماء، وخصوصًا ديموقريطس **Democritus** وليوسيبوس **Leucippus**. وقد تفاجئ طلابك بإعلامهم أن إثبات وجود الذرّات قدّمه أينشتاين عام **1905**. وكان تفسيره للحركة البراونية أول دليل تجريبي حقيقي على وجود ذرّات.

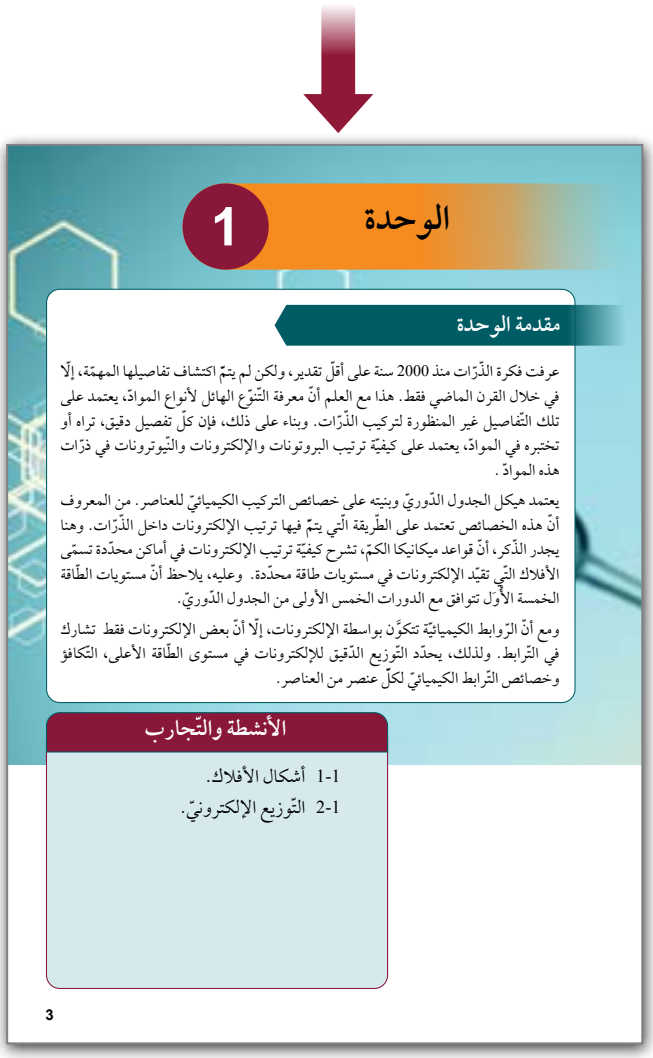
2. سلِ الطلّاب: ماذا تعرفون عمّا يوجد داخل الذرّة؟ هل هنالك شيء في الداخل؟ ما الذي يجعل ذرة تختلف عن سواها؟

الهدف من السؤال هو التوصّل إلى ما يعرفه الطلاب فعليًّا من قبل. قد تكون لديهم معرفة أن الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات موجودة داخل الذرّة. توصَّل معهم إلى تأكيد أن عدد البروتونات هو الذي يحدِّد ماهية العنصر.

3. قد تكلّف الطلاب إجراء نشاط بحثي حول تطوُّر وجود الذرّة ومكوناتها عبر التاريخ.



سبب الحركة البراونية هو تأثير اصطدام جُزيئات الماء بذرّات الغبار الصغيرة جدًّا، أو بحبوب اللقاح. الحركة البراونية: هي حركة عشوائية للجسيمات الصغيرة جدًا الموجودة في السوائل. ذلك أن هذه الحركة هي نتيجة تصادمات جزيئات السوائل التي تتحرّك بسرعة، واصطدامها بجُسيمات صغيرة أخرى. كانت التفسيرات التي وضعها العالم أينشتاين عن الحركة البراونية دليلًا واضحًا على وجود الذرّات.



سؤال الافتتاح: ما الذي ينتج اللون؟

1. تكوُّن اللون في الأصباغ هو تأثير مباشر لتغيُّر طاقة الإلكترونات.
2. نحن نشاهد طاقة الضوء من خلال الألوان المختلفة، حيث تكون للّون الأحمر الطاقة الدنيا التي يمكننا أن نراها، وللون الأزرق البنفسجي الطاقة العليا. وأما الضوء الأبيض فهو مزيج من الألوان جميعها.
3. تمتص الذّرات والجُزيئات الضوء عن طريق حركة الإلكترونات من حولها.
4. نرى السجادة حمراء، لأن الإلكترونات الموجودة في جُزيئات الصبغ الأحمر تمتصّ الألوان جميعها، باستثناء اللون الأحمر. وبذلك ينعكس اللون الأحمر ويصل إلى عيوننا.
5. ناقش مع الطلاب نبتة الفوّة، والتي تُسمّى فوّة الصبّاغين.

لهذه النبتة العشبية رائحة طيبة وطعم مر، وهي تنمو في منطقة البحر المتوسط صيفًا.

استخدمت هذه العشبة قديمًا في صباغة الجلود والأقمشة. وتنتج من جذورها مجموعات متعدِّدة من الألوان، كالأحمر والبني والبرتقالي والأرجواني والأسود، الأمر الذي يمنحها قيمة تجارية كبيرة.

نبتة الفوّة وتعرف أيضًا بالروبا التيتتوريوم.
تنمو ليصبح علوها 1.5 m؛ وتُعدّ من النباتات الدائمة الإخضرار.
زهرة الفوة تزهر في يوليو وأغسطس وهي ذات لون أصفر.

سؤال الدرس الرئيس

السؤال الرئيس لهذا الدرس هو الآتي: أوضح لِمَ يمتلك كل عنصر خصائص كيميائية محدَّدة؟ نبدأ بمراجعة الخواص الكيميائية على أنها طريقة تفاعل العناصر مع العناصر الأخرى. فعلى سبيل المثال، يتّحد الصوديوم والكلور معًا بنسبة واحد إلى واحد، لتكوين مركَّب كلوريد الصوديوم. راجع فكرة أن معظم الموادّ خليط من مُركّبات مختلفة.

بيِّن للطلاب أننا سنفسِّر الخواص الكيميائية لكل عنصر، بالطريقة التي تتوزّع فيها الإلكترونات داخل الذرّات.

مراجعة الأفكار الأساسية

1. تتكوَّن الذرّات من البروتونات والنيوترونات والإلكترونات.
2. العدد الذّري هو عدد البروتونات، وهو الذي يحدِّد هوية كل عنصر وخواصه الكيميائية.
3. في الذرّة المتعادلة يتساوى عدد البروتونات وعدد الإلكترونات.
4. توجد البروتونات والنيوترونات في نواة الذرّة.
5. تُشكِّل الإلكترونات سحابة تكون أكبر بعشرة آلاف مرة من نواة الذرَّة نفسها.
6. تُعزى الخصائص الكيميائية إلى الإلكترونات التي تُشكّل الجزء الخارجي من كل ذرّة.

الدرس 1-1: التركيب الذّريّ

تكوّن المركّبات من الذّرّات

سؤال للمناقشة

كيف تفسّر السلوك الكيميائيّ للعناصر؟

كلّ عنصر يتكوّن من ذرّات فريدة خاصّة به. فتكون ذرّات العنصر نفسه متطابقة كيميائيًّا فيما بينها، ومختلفة عن ذرّات العناصر الأخرى؛ لذلك نلاحظ أنّ الكثير من ذرّات العناصر المختلفة تكوّن روابط كيميائيّة مع بعضها، فتتكوّن المركّبات. لذا فإنّ المواد من حولنا عبارة عن عناصر ومركبات ومخاليط المواد من حولنا، عبارة عن مركّبات أو خليط من المركّبات، وبعض الأفكار الّتي توضح تنوع المادّة مبيّنة بالشّكل 1-1.

الشّكل 1-1 توضح هذه الأفكار الأربع التّنوّع في الموادّ الّتي نراها.

هذا التّنوّع في المادّة يعتمد على التركيب الدّاخليّ للذّرّة، المسؤول عن الخصائص الفريدة لكلّ عنصر في الجدول الدّوريّ. فعلى سبيل المثال، يتكوّن جزيء الماء من ذرّة واحدة من عنصر الأكسجين الّتي اتّحدت كيميائيًّا مع ذرّتين من عنصر الهيدروجين. هذه النسبة المحدّدة 2:1 لتكوين جزيء الماء ناتجة عن كيفيّة ترتيب الإلكترونات في كلّ من ذرّات الأكسجين، وذرّات الهيدروجين. يبيّن الشّكل 1-2 طرائق مختلفة لوصف المركّب الكيميائيّ مثل الماء؛ إذ تبيّن الصّيغة الكيميائيّة عدد ذرّات كلّ عنصر في الجزيء ونوع الذرات، أمّا التّركيب البنائيّ فيبيّن كيف تترابط الذّرّات في الجزيء.

تعتمد الخصائص الكيميائيّة المميزة لكلّ عنصر على ترتيب الإلكترونات في ذرّات هذا العنصر.

الشّكل 2-1 ثلاث طرق مختلفة لوصف مركّب كيميائيّ.

الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

البنية الدّاخليّة للذّرّة

سؤال للمناقشة

ما مكوّنات الذّرّة؟

تتكوّن الذرّة من ثلاثة أنواع من الجسيمات الرئيسة: الإلكترون Electron، والبروتون Proton والنّيوترون Neutron. و يمكن التمييز بين هذه الجسيمات من خلال الكتلة والشحنة. إذ إنّ الالكترون له شحنة سالبة، وكتلة تساوي 9.109×10^{-31} Kg، أمّا البروتون فإنّ له شحنة موجبة، وكتلة تساوي 1840 مرّة كتلة الإلكترون. كتلة النيوترون مساوية تقريبًا لكتلة البروتون، ولكنّ شحنة النيوترون تساوي صفراً. يبيّن الجدول 1-1 خصائص الجسيمات الثّلاثة الرّئيسة المكوِنة للذّرّة.

الجسيم	الرّمز	الكتلة النسبيّة (amu)	الشّحنة الكهربائيّة النّسبيّة (e)
البروتون	p^+ ،p	1.007	1+
النيوترون	n^0 ،n	1.008	0
الإلكترون	e^- ،e	0.0005	1–

وحدة الشّحنة الكهربائيّة (e) = 1.60×10^{-19}C وحدة الكتلة الذّرّيّة (amu) = 1.66×10^{-27}Kg

الجدول 1-1 خصائص الجسيمات المكوّنة للذرّة.

تترتّب جسيمات الذّرّة داخلها بطريقة مميّزة، إذ تتكوّن البروتونات والنّيوترونات نواة الذّرّة ذات الحجم الصغير جدًّا، ولكنّها تحتوي على معظم الكتلة تقريبًا. أمّا الإلكترونات فتكوّن سحابة حول النّواة الّتي بدورها تشكّل تقريبًا حجم الذّرّة. يبيّن الشّكل 1-3 البنية العامّة للذرّة.

الشّكل 1-3 البنية العامّة للذّرّة.

يمكن وصف التّركيب الذّرّيّ من خلال استنتاجات العلماء كالآتي:

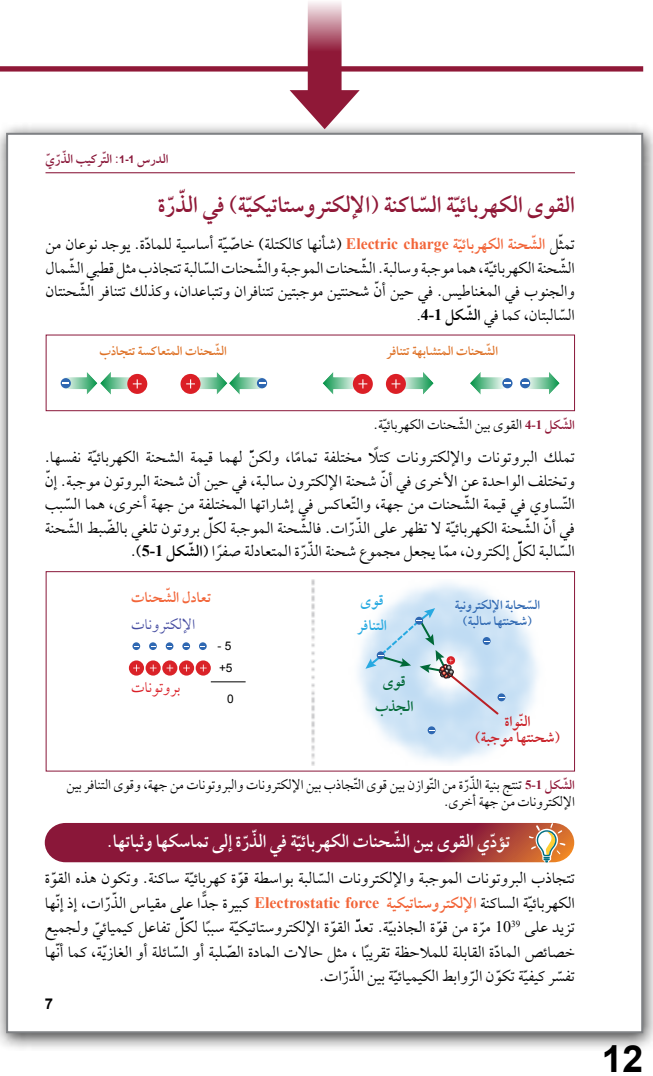
1. العدد الذّرّيّ (Z) Atomic number للعنصر، هو عدد البروتونات في ذرّة هذا العنصر والذي يحدد خواصه الكيميائيّة.
2. تكون أعداد البروتونات والإلكترونات متساوية في الذّرّة المتعادلة كهربائيًّا.
3. ذرّات العنصر نفسه يمكن أن تحتوي على أعداد مختلفة من النّيوترونات (نظائر العنصر).
4. تحدّد الإلكترونات جميع الخواصّ الكيميائيّة للعناصر، وذلك لأنّ الذّرّات تتفاعل معًا من خلال إلكتروناتها الخارجيّة، والّتي تسمى إلكترونات التكافؤ (Valence electrons).
5. تتركّز كتلة الذّرّة في النّواة.

القوى الإلكتروستاتيكية

1. استعرض مع الطلاب ما تعلموه من قبل عن مفهوم الشحنة السالبة والشحنة الموجبة.
2. سلْهم: ما هي القوى التي تجعل جُسيمات الذرَّة متماسكة؟

قوى الجذب الإلكتروستاتيكية بين الإلكترونات والبروتونات. هناك أيضًا قوى أخرى مختلفة تجعل مكوّنات نواة الذّرة متماسكة ومقاومة لقوى التنافر بين البروتونات الموجبة، تسمى القوى النووية.

3. القوى الإلكتروستاتيكية قويَّة جدًا، إذ تجعل الذّرات متعادلة الشحنة من خلال جذب عدد من الإلكترونات السالبة الشحنة متساوٍ مع عدد البروتونات الموجبة الشحنة في نواة الذرّة.
4. هل تعلم أن القوة الإلكتروستاتيكية تزيد 10^{39} مرة على قوة الجاذبية؟
5. استخدم الشكل 1-5 لتبيّن اختلاف قوى التجاذب بين الإلكترونات والبروتونات عن قوى التنافر بين الإلكترونات. ذكّر الطلاب بأن نواة الذرَّة تحتوي على البروتونات والنيوترونات، اللتين تتماسكان بفضل قوة نووية قوية أيضًا.



الدرس 1-1: التّركيب الذّرّيّ

القوى الكهربائيّة السّاكنة (الإلكتروستاتيكيّة) في الذّرّة

تمثّل الشّحنة الكهربائيّة **Electric charge** (شأنها كالكتلة) خاصّيّة أساسية للمادّة. يوجد نوعان من الشّحنة الكهربائيّة، هما موجبة وسالبة. الشّحنات الموجبة والشّحنات السّالبة تتجاذب مثل قطبي الشّمال والجنوب في المغناطيس. في حين أنّ شحنتين موجبتين تتنافران وتتباعدان، وكذلك تتنافر الشّحنتان السّالبتان، كما في **الشّكل 1-4**.

الشّكل 1-4 القوى بين الشّحنات الكهربائيّة.

تملك البروتونات والإلكترونات كتلًا مختلفة تمامًا، ولكنّ لهما قيمة الشحنة الكهربائيّة نفسها. وتختلف الواحدة عن الأخرى في أنّ شحنة الإلكترون سالبة، في حين أن شحنة البروتون موجبة. إنّ التّساوي في قيمة الشّحنات من جهة، والتّعاكس في إشاراتها المختلفة من جهة أخرى، هما السّبب في أنّ الشّحنة الكهربائيّة لا تظهر على الذّرّات. فالشّحنة الموجبة لكلّ بروتون تلغي بالضّبط الشّحنة السّالبة لكلّ إلكترون، ممّا يجعل مجموع شحنة الذّرّة المتعادلة صفرًا (**الشّكل 1-5**).

الشّكل 1-5 تنتج بنية الذّرّة من التّوازن بين قوى التّجاذب بين الإلكترونات والبروتونات من جهة، وقوى التنافر بين الإلكترونات من جهة أخرى.

تؤدّي القوى بين الشّحنات الكهربائيّة في الذّرّة إلى تماسكها وثباتها.

تتجاذب البروتونات الموجبة والإلكترونات السّالبة بواسطة قوّة كهربائيّة ساكنة. وتكون هذه القوّة الكهربائيّة السّاكنة **الإلكتروستاتيكية Electrostatic force** كبيرة جدًّا على مقياس الذّرّات، إذ إنّها تزيد على 10^{39} مرّة من قوّة الجاذبيّة. تعدّ القوّة الإلكتروستاتيكيّة سببًا لكلّ تفاعل كيميائيّ ولجميع خصائص المادّة القابلة للملاحظة تقريبًا ، مثل حالات المادة الصّلبة أو السّائلة أو الغازيّة، كما أنّها تفسّر كيفيّة تكوّن الرّوابط الكيميائيّة بين الذّرّات.

7

نموذج بور للذرة ونظرية الكم

1. طرح أول نموذج حديث للذرّة أن الإلكترونات تدور حول نواتها بطريقة مماثلة لكيفية دوران الكواكب حول الشمس. سل الطلاب: لمَ لا تسقط الكواكب في الشمس؟

لا تسقط الكواكب في الشمس لأن لها طاقة وعزمًا (قوة دفع) يحافظان عليها تدور في أفلاكها. وهذا التفسير نفسه ينسحب على عدم سقوط الإلكترونات في النواة.

2. بيّنت نظرية الكمّ أن الإلكترونات موجات، وهي ليس جُسيمات بالطريقة نفسها التي تتخيّل فيها كوكبًا صغيرًا. ونحن لا نزال نستخدم كلمة مدار في إشارة إلى النموذج الأوّلي المُبكر.

3. سل: هل للإلكترون، الجُسيم الصلب، خاصيّة موجة؟

تتطلّب الإجابة دراسات معمّقة جامعية في الفيزياء الكمّية. ولكن يمكن أن نقرّب الجواب ونبسّطه بعدة طرق. الفكرة الأساسية هي أن الإلكترون يتحرّك ليملء أي فراغ حول نواة الذرة. لذلك يمكن أن نشبّه سلوك الإلكترون بسلوك الغاز، حيث ينتشر ليملأ حجم الوعاء الذي يحتوي عليه. «الوعاء» هو الذّرة، وحدود الوعاء محدّدة بطاقة الإلكترون. وكلّما زادت طاقة الإلكترون اتّجه بعيدًا عن نواة الذرة.

عندما تتوضّح فكرة انتشار الإلكترون بعيدًا عن نواة الذّرة، يمكنك طرح السؤال الآتي: هل يستطيع الإلكترون أن يتحرّك في فضاء الذرّة كلّه؟

على الطلاب أن يتوقعوا أن الإلكترون ينتشر بشكل خفيف جدًا عند الأطراف، وبشكل كثيف عندما تتوافق طاقة الإلكترون مع الطاقة الإلكتروستاتيكية في نقطة محدّدة.

يبيّن الشكل 1-7 مقارنة نموذج بور للإلكترون بنموذج الإلكترون الكمّي. لذلك تفسّر «الخاصّية الموجية للإلكترون» كثافته في الفضاء المحيط بالذرّة. وبما أن الإلكترونات تتحرّك كالموجات، فهي تتداخل. ويفسّر ذلك احتواء الموجة على مناطق عليا وأخرى سفلى. ومعلوم أن الكثير من الإلكترونات، مثل الغازات، تستطيع أن تملأ الحجم نفسه.

الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

نموذج بور للذرّة ونظريّة الكمّ

الشّكل 1-6 نموذج بور الذّرّيّ.

اقترح العالم الفيزيائيّ الدنماركيّ نيلز بور، النّموذج الذّرّيّ الأوّل عام 1913، وقد شبّه بور نموذج الذّرّة بالنّظام الشمسيّ، إذ تدور الإلكترونات في مدارات حول النّواة نتيجة التجاذب الإلكتروستاتيكيّ، كما تدور الكواكب حول الشمس. يبيّن **الشّكل 1-6** نموذج بور الذّرّيّ. وبحسب نموذج بور:

- يدور الإلكترون حول نواة الذّرّة في مدارات دائرية محدّدة الطّاقة.
- تتزايد طاقة المدار كلّما زاد بعده عن النّواة.
- يكون الإلكترون ذو الطاقة الأقل في مستوى الطاقة الأدنى أي في المدار الأقرب إلى نواة الذّرّة.
- تتزايد طاقة الإلكترون كلّما ابتعدّ مداره عن نواة الذّرّة.

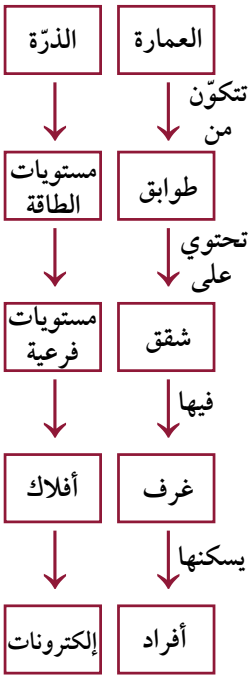
تبيّن للعلماء، في بداية القرن العشرين، أنّ نموذج بور للذّرّة لا يستطيع تفسير الكثير من خواص الذّرّات. في العام 1924، أشار العالم الفرنسيّ لويس دي برولي Louis de Broglie، إلى أن الإلكترون يمتلك طبيعة مزدوجة، فهو ينتقل وكأنّه مكوّن من جسيمات (له كتلة)، وفي الوقت نفسه له خاصيّة موجيّة. وكان لافتراض دي برولي دور بارز في تغيير مفاهيمنا للمادّة.

لم يستطع نموذج بور البسيط للذّرّة، المبيّن بالشّكل **a7-1**، أن يفسّر خواص الذّرّة بالطّريقة الّتي تنسجم مع النموذج الموجيّ للإلكترون، المبيّن بالشّكل **b7-1**. لذلك وفي عام 1926، طوّر العالم شرودينجر نظريّة تعرف بنظريّة الكمّ **Quantum theory** الّتي تنصّ على احتمال وجود الإلكترون في منطقة معيّنة من الفراغ المحيط بالنّواة، وليس في مستويات محدّدة الأبعاد، كما أوضح بور. أطلق على هذه المنطقة من الفراغ الثّلاثيّة الأبعاد، والّتي يحتمل وجود الإلكترون فيها اسم الأفلاك **Orbitals**، وهو ما يمكن وصفه، بطريقة أخرى، بأنّه السّحابة الإلكترونيّة المحيطة بالنّواة. وهذه السّحابة الإلكترونيّة تتكوّن من مجموعة من الأفلاك المنتشرة حول النّواة بحجم 10,000 مرّة أكبر من حجم النّواة مرتّبة في مستويات طاقة **Energy levels or shells**. كما أنّ هذه السّحابة تحدّد حجم الذّرّة والسلوك الكيميائيّ للعنصر.

الشّكل 1-7 مقارنة نموذج بور للإلكترون مع نموذج الإلكترون الكمّي.

8

أعدد الكمّ



استخدم القصة الآتية لتقديم أعداد الكم. تخيَّل أنك تريد أن تحدِّد مكان وجود فرد في عمارة مؤلَّفة من عدّة وحدات سكنية وطوابق. عليك أن تعرف موقع العمارة والطابق ورقم الشقة والغرفة.

تُقيّد الإلكترونات الموجودة في الذرّة بقوانين ميكانيكا الكم لتكوين أنماط موجات محدَّدة في الفضاء الثلاثي الأبعاد. فكِّر في كل فلك، وكأنه غرفة للإلكترونات، وفي أن المستوى الفرعي هو الشقّة في العمارة وأن الطابق هو مستوى الطاقة في العمارة التي تمثل الذرّة. يجري تحديد كل فلك إلكتروني محتمل بواسطة ثلاثة أعداد.

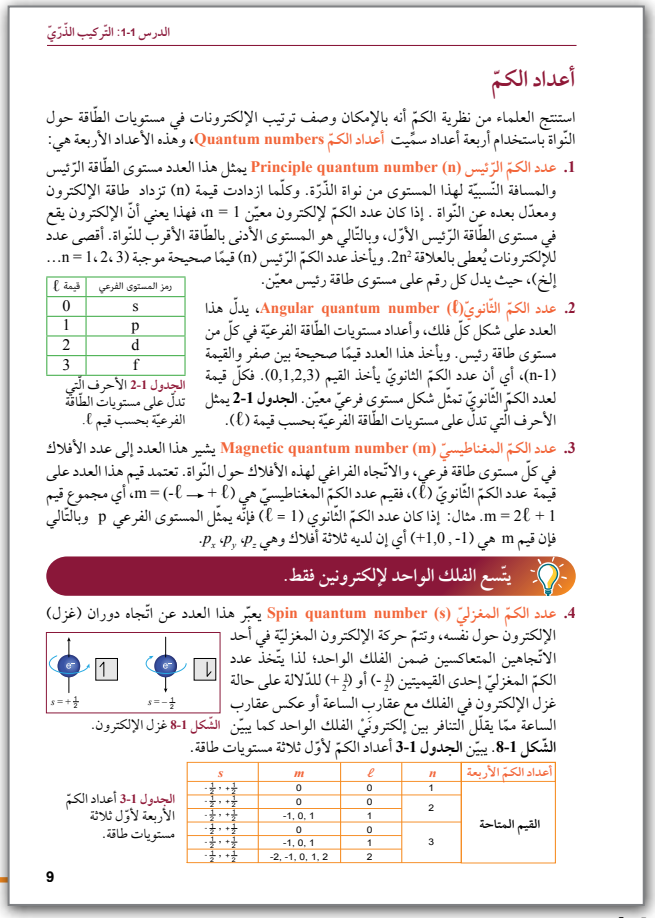
- **n** هو عدد الكم الرئيس، وهو أشبه برقم الطابق.
- ℓ هو عدد الكم الثانوي، وهو أشبه برقم الشقة.
- **m** هو عدد الكم المغناطيسي، وهو أشبه برقم الغرفة.

يطلق على عدد الكم الأخير **s** اسم الدوران، أو الغزل. في بعض النواحي، تسلك الإلكترونات سلوك المغزل، وتستطيع فقط الدوران في اتجاه عقارب الساعة، أو عكسه. وليس هناك سوى قيمتين ممكنتين لـ **s** وهما: $(\frac{1}{2} + \text{ و } -\frac{1}{2})$. تصف أعداد الكم الأربعة (n ، ℓ ، m ، s) موقع كل إلكترون في الذرّة تمامًا.

من غير المرجح، بل من المستبعد تمامًا، أن يكون لدى أي طالب خلفية ليفهم من أين أتت أعداد الكم. لذلك، يجب أن تكون فكرة هذا الدرس مقتصرة على إدراك أن هناك أربعة أعداد كم تحدِّد فلك كل إلكترون.

تصف أعداد الكم «أشكالًا» ثلاثية الأبعاد، وهي التي تشكّل السحابة الإلكترونية لكل إلكترون. يحتوي الجدول **1- 3** في الكتاب، على قواعد أعداد الكم الممكنة.

ويُعدّ أفضل نشاط لتعليم هذه الفكرة، أن توعز إلى الطلاب بأداء لعبة تعرض خلالها مجموعة من الأشياء بعضها يمكن أن يكوّن مجموعة لديها خصائص مشتركة، وبعضها لا يمكن أن يُجمع معًا؛ وأن تطلب منهم معرفة المجموعات الممكنة والمجموعات غير الممكنة.



الدرس 1-1: التركيب الذّرّيّ

أعداد الكمّ

استنتج العلماء من نظرية الكمّ أنه بالإمكان وصف ترتيب الإلكترونات في مستويات الطّاقة حول النّواة باستخدام أربعة أعداد سمِّيت أعداد الكمّ Quantum numbers، وهذه الأعداد الأربعة هي:

1. عدد الكمّ الرّئيس Principle quantum number (n) يمثل هذا العدد مستوى الطّاقة الرّئيس والمسافة النّسبيّة لهذا المستوى من نواة الذّرّة. وكلّما ازدادت قيمة (n) تزداد طاقة الإلكترون ومعدّل بعده عن النّواة . إذا كان عدد الكمّ لإلكترون معيّن n = 1، فهذا يعني أنّ الإلكترون يقع في مستوى الطّاقة الرّئيس الأوّل، وبالتّالي هو المستوى الأدنى بالطّاقة الأقرب للنّواة. أقصى عدد للإلكترونات يُعطى بالعلاقة $2n^2$. ويأخذ عدد الكمّ الرّئيس (n) قيمًا صحيحة موجبة (1، 2، 3 ...n إلخ)، حيث يدل كل رقم على مستوى طاقة رئيس معيّن.

2. عدد الكمّ الثّانويّ Angular quantum number (ℓ)، يدلّ هذا العدد على شكل كلّ فلك، وأعداد مستويات الطّاقة الفرعيّة في كلّ من مستوى طاقة رئيس. ويأخذ هذا العدد قيمًا صحيحة بين صفر والقيمة (n-1)، أي أن عدد الكمّ الثانويّ يأخذ القيم (0,1,2,3). فكلّ قيمة لعدد الكمّ الثّانويّ تمثّل شكل مستوى فرعيّ معيّن. الجدول 1-2 يمثل الأحرف الّتي تدلّ على مستويات الطّاقة الفرعيّة بحسب قيمة (ℓ).

قيمة ℓ	رمز المستوى الفرعي
0	s
1	p
2	d
3	f

الجدول 1-2 الأحرف الّتي تدلّ على مستويات الطّاقة الفرعيّة بحسب قيم ℓ.

3. عدد الكمّ المغناطيسيّ Magnetic quantum number (m) يشير هذا العدد إلى عدد الأفلاك في كلّ مستوى طاقة فرعي، والاتّجاه الفراغي لهذه الأفلاك حول النّواة. تعتمد قيم هذا العدد على قيمة عدد الكمّ الثّانويّ (ℓ)، فقيم عدد الكمّ المغناطيسيّ هي (ℓ + ← ℓ-) = m، أي مجموع قيم $m = 2\ell + 1$. مثال: إذا كان عدد الكمّ الثّانوي (ℓ = 1) فإنّه يمثّل المستوى الفرعي p وبالتّالي فإن قيم m هي (-1، 0، +1) أي إن لديه ثلاثة أفلاك وهي p_z ،p_y ،p_x.

يتّسع الفلك الواحد لإلكترونين فقط.

4. عدد الكمّ المغزليّ Spin quantum number (s) يعبّر هذا العدد عن اتّجاه دوران (غزل) الإلكترون حول نفسه، وتتمّ حركة الإلكترون المغزليّة في أحد الاتّجاهين المتعاكسين ضمن الفلك الواحد؛ لذا يتّخذ عدد الكمّ المغزليّ إحدى القيمتين ($\frac{1}{2}$ -) أو ($\frac{1}{2}$ +) للدّلالة على حالة غزل الإلكترون في الفلك مع عقارب الساعة أو عكس عقارب الساعة ممّا يقلّل التنافر بين إلكترونَيْ الفلك الواحد كما يبيّن الشّكل 1-8 غزل الإلكترون.

الشّكل 1-8

الشّكل 1-8. يبيّن الجدول 1-3 أعداد الكمّ لأوّل ثلاثة مستويات طاقة.

أعداد الكمّ الأربعة	n	ℓ	m	s
القيم المتاحة	1	0	0	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$
	2	0	0	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$
		1	-1, 0, 1	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$
	3	0	0	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$
		1	-1, 0, 1	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$
		2	-2, -1, 0, 1, 2	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$

الجدول 1-3 أعداد الكمّ الأربعة لأوّل ثلاثة مستويات طاقة.

9

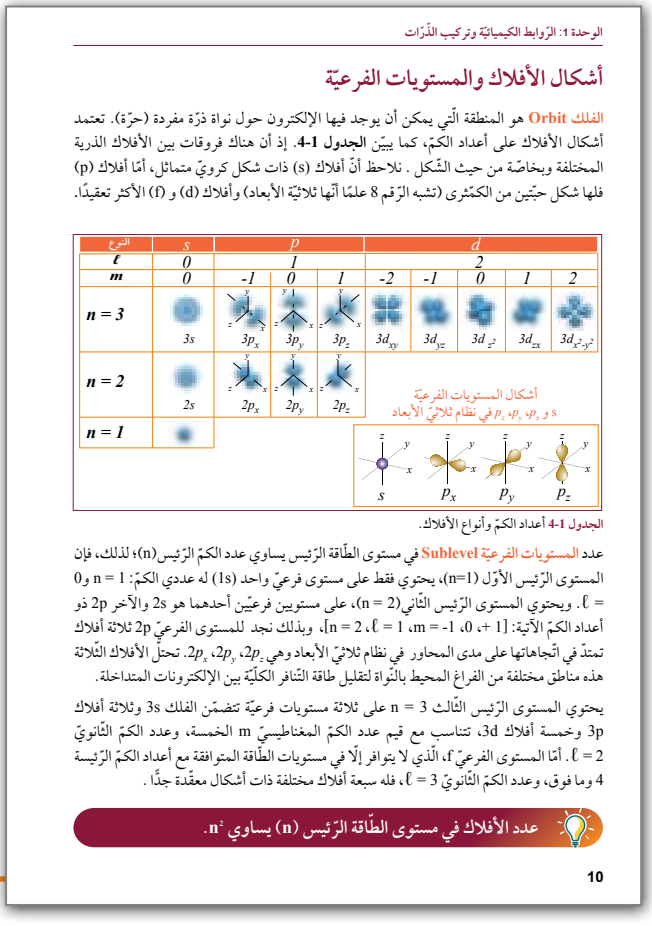
أشكال الأفلاك والمستويات الفرعية

1. مع أن كلمة فلك تُستخدم للتعبير عن موقع الإلكترونات، إلّا أن الإلكترونات لا توجد في أفلاك كتلك التي توجد فيها الكواكب. في نموذج الكم، نجد أن الأفلاك هي في الحقيقة سحابات إلكترونية، أو بالأحرى مواقع للإلكترونات.
يتبع الطالب عادة نموذج بور الذي يطرح أن الإلكترون يتحرّك في مستوى دائري، كما تفعل الكواكب. ساعد الطلاب لدى الانتقال من نموذج بور إلى نموذج الكم.

2. ينتشر كل إلكترون في السحابة الخاصة التي تتخذ شكلًا تحدِّده أعداد الكم.

- يحدِّد عدد القيم المختلفة المحتملة لرقم الكم المغناطيسي عدد الأفلاك داخل مستوى فرعي معيّن. مثلًا:
- عندما تكون ($\ell = 0$) وقيم m هي 0، ولها فلك واحد، تكون الأفلاك جميعها كروية الشكل، وتسمّى أفلاك s.
- هناك ثلاثة أفلاك لها القيمة ($\ell = 1$) ذلك أن m لها القيم (+1 أو 0 أو -1)، وتكون متعامدة، على طول محاور الإحداثيات الثلاثة. تسمّى هذه أفلاك p (p_x، p_y، p_z).
- هناك أيضًا خمسة أفلاك لها القيمة ($\ell = 2$) ذلك أن قيم m هي (+2، +1، 0، -1، -2). تتّخذ هذه الأفلاك أشكالًا معقّدة، وتسمّى أفلاك d.
- وهناك سبعة أفلاك لها القيمة ($\ell = 3$). وهذه الأفلاك معقّدة الشكل أيضًا، وتسمّى أفلاك *f*.
- تعتمد القيم المحتملة لـ ℓ على عدد الكم الرئيس n.

3. اشرح أرقام الكم المختلفة. ثم قسِّم الطلّاب ثنائيات، واطلب منهم أن يستعينوا بالجدول 4-1 ليشرحوا ما تعنيه أرقام الكم المختلفة (n، ℓ، m، s) ويتعرّفوا أشكال الأفلاك.



الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

أشكال الأفلاك والمستويات الفرعيّة

الفلك **Orbit** هو المنطقة الّتي يمكن أن يوجد فيها الإلكترون حول نواة ذرّة مفردة (حرّة). تعتمد أشكال الأفلاك على أعداد الكمّ، كما يبيّن **الجدول 1-4**. إذ أن هناك فروقات بين الأفلاك الذرية المختلفة وبخاصّة من حيث الشّكل . نلاحظ أنّ أفلاك (s) ذات شكل كرويّ متماثل، أمّا أفلاك (p) فلها شكل حبّتين من الكمّثرى (تشبه الرّقم 8 علمًا أنّها ثلاثيّة الأبعاد) وأفلاك (d) و (f) الأكثر تعقيدًا.

النوع	s	p			d				
ℓ	0	1			2				
m	0	-1	0	1	-2	-1	0	1	2
n = 3	3s	$3p_x$	$3p_y$	$3p_z$	$3d_{xy}$	$3d_{yz}$	$3d_{z^2}$	$3d_{zx}$	$3d_{x^2-y^2}$
n = 2	2s	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$					
n = 1									

أشكال المستويات الفرعيّة s و p_x، p_y، p_z في نظام ثلاثيّ الأبعاد

الجدول 1-4 أعداد الكمّ وأنواع الأفلاك.

عدد المستويات الفرعيّة **Sublevel** في مستوى الطّاقة الرّئيس يساوي عدد الكمّ الرّئيس(n)؛ لذلك، فإن المستوى الرّئيس الأوّل (n=1)، يحتوي فقط على مستوى فرعيّ واحد (1s) له عددي الكمّ: $n = 1$ و$\ell = 0$. ويحتوي المستوى الرّئيس الثّاني(n = 2)، على مستويين فرعيّين أحدهما هو 2s والآخر 2p ذو أعداد الكمّ الآتية: [m = -1، 0، +1]، $\ell = 1$، $n = 2$]. وبذلك نجد للمستوى الفرعيّ 2p ثلاثة أفلاك تمتدّ في اتّجاهاتها على مدى المحاور في نظام ثلاثيّ الأبعاد وهي $2p_z$، $2p_y$، $2p_x$. تحتلّ الأفلاك الثّلاثة هذه مناطق مختلفة من الفراغ المحيط بالنّواة لتقليل طاقة التّنافر الكلّيّة بين الإلكترونات المتداخلة.

يحتوي المستوى الرّئيس الثّالث n = 3 على ثلاثة مستويات فرعيّة تتضمّن الفلك 3s وثلاثة أفلاك 3p وخمسة أفلاك 3d، تتناسب مع قيم عدد الكمّ المغناطيسيّ m الخمسة، وعدد الكمّ الثّانويّ $\ell = 2$. أمّا المستوى الفرعيّ f، الّذي لا يتوافر إلّا في مستويات الطّاقة المتوافقة مع أعداد الكمّ الرّئيسة 4 وما فوق، وعدد الكمّ الثّانويّ $\ell = 3$، فله سبعة أفلاك مختلفة ذات أشكال معقّدة جدًّا .

عدد الأفلاك في مستوى الطّاقة الرّئيس (n) يساوي n^2.

10

مستويات الطاقة

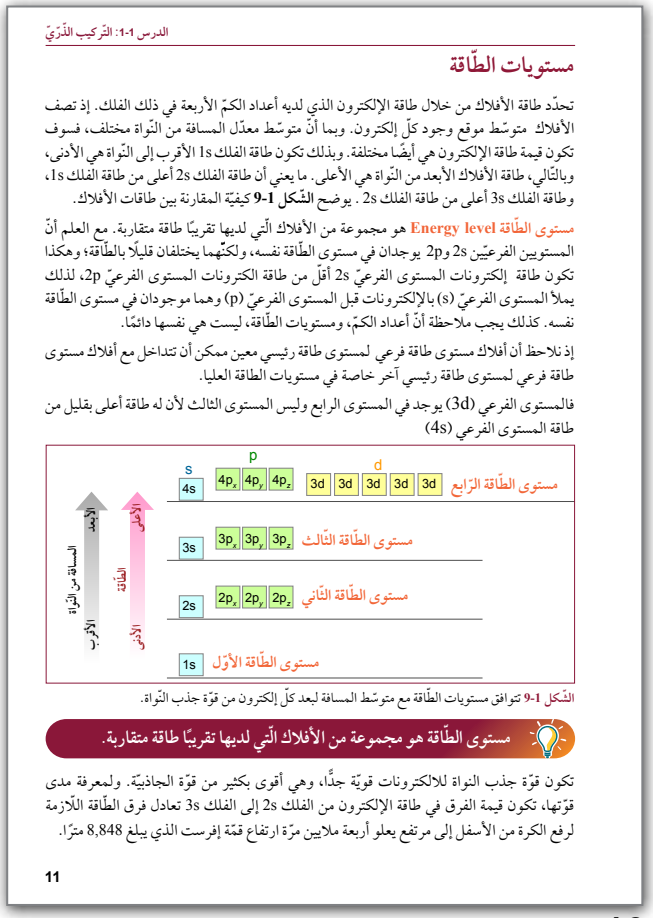
يتحدَّد مستوى الطاقة الرئيسي بقيمة واحدة لعدد الكم الرئيس n.

n=1: يمثل مستوى الطاقة الأول ويحمل إلكترونين اثنين في المستوى الفرعي (1s). لذلك يوجد عنصرين اثنين في الدورة الأولى من الجدول الدوري.

n=2: يمثل مستوى الطاقة الثاني، ويحمل (8) إلكترونات، اثنين في المستوى الفرعي (2s) وستة إلكترونات في المستوى الفرعي (2p) لذلك يوجد ثمانية عناصر في الدورة الثانية من الجدول الدوري.

n=3: يمثل مستوى الطاقة الثالث ويحمل (18) إلكترونًا، اثنين في المستوى الفرعي (3s) وستة إلكترونات في المستوى الفرعي (3p). وعشرة إلكترونات في المستوى الفرعي (3d) ولكن طاقة المستوى الفرعي (4s) أقل من طاقة (3d) لذلك توجد 10 عناصر تمثّل عناصر السلسلة الانتقالية الأولى في الدروة الرابعة بينما يوجد ثمانية عناصر في الدورة الثالثة من الجدول الدوري.

n=4: يمثّل مستوى الطاقة الرابع ويحمل (32) إلكترونًا، اثنين في المستوى الفرعي (4s) وستة إلكترونات في المستوى الفرعي (4p) وعشرة إلكترونات في المستوى الفرعي (4d) ولكن طاقة المستوى الفرعي (5s) أقل من طاقة (4d) لذلك يتواجد عشرة عناصر تمثل عناصر السلسلة الانتقالية الثانية في الدورة الخامسة. كما يوجد أربعة عشر إلكترونًا في المستوى الفرعي (4f)، التي لها طاقة أعلى من طاقة المستوى الفرعي (6s) لذلك توجد عناصر المستوى الفرعي (4f) في الدورة السادسة من الجدول الدوري وتمثل عناصر السلسلة الأولى من العناصر الأرضية النادرة «اللانثانيدات» Lanthanides. لذلك يوجد ثمانية عشر عنصرًا في الدروة الرابعة من الجدول الدوري.



الدرس 1-1: التّركيب الذّرّيّ

مستويات الطّاقة

تحدّد طاقة الأفلاك من خلال طاقة الإلكترون الذي لديه أعداد الكمّ الأربعة في ذلك الفلك. إذ تصف الأفلاك متوسّط موقع وجود كلّ إلكترون. وبما أنّ متوسّط معدّل المسافة من النّواة مختلف، فسوف تكون قيمة طاقة الإلكترون هي أيضًا مختلفة. وبذلك تكون طاقة الفلك 1s الأقرب إلى النّواة هي الأدنى، وبالتّالي، طاقة الأفلاك الأبعد من النّواة هي الأعلى. ما يعني أن طاقة الفلك 2s أعلى من طاقة الفلك 1s، وطاقة الفلك 3s أعلى من طاقة الفلك 2s . يوضح الشّكل 1-9 كيفيّة المقارنة بين طاقات الأفلاك.

مستوى الطّاقة Energy level هو مجموعة من الأفلاك الّتي لديها تقريبًا طاقة متقاربة. مع العلم أنّ المستويين الفرعيّين 2s و2p يوجدان في مستوى الطّاقة نفسه، ولكنّهما يختلفان قليلًا بالطّاقة؛ وهكذا تكون طاقة إلكترونات المستوى الفرعيّ 2s أقلّ من طاقة الكترونات المستوى الفرعيّ 2p، لذلك يملأ المستوى الفرعيّ (s) بالإلكترونات قبل المستوى الفرعيّ (p) وهما موجودان في مستوى الطّاقة نفسه. كذلك يجب ملاحظة أنّ أعداد الكمّ، ومستويات الطّاقة، ليست هي نفسها دائمًا.

إذ نلاحظ أن أفلاك مستوى طاقة فرعي لمستوى طاقة رئيسي معين ممكن أن تتداخل مع أفلاك مستوى طاقة فرعي لمستوى طاقة رئيسي آخر خاصة في مستويات الطاقة العليا.

فالمستوى الفرعي (3d) يوجد في المستوى الرابع وليس المستوى الثالث لأن له طاقة أعلى بقليل من طاقة المستوى الفرعي (4s)

الشّكل 1-9 تتوافق مستويات الطّاقة مع متوسّط المسافة لبعد كلّ إلكترون من قوّة جذب النّواة.

مستوى الطّاقة هو مجموعة من الأفلاك الّتي لديها تقريبًا طاقة متقاربة.

تكون قوّة جذب النواة للالكترونات قويّة جدًّا، وهي أقوى بكثير من قوّة الجاذبيّة. ولمعرفة مدى قوّتها، تكون قيمة الفرق في طاقة الإلكترون من الفلك 2s إلى الفلك 3s تعادل فرق الطّاقة اللّازمة لرفع الكرة من الأسفل إلى مرتفع يعلو أربعة ملايين مرّة ارتفاع قمّة إفرست الذي يبلغ 8,848 مترًا.

11

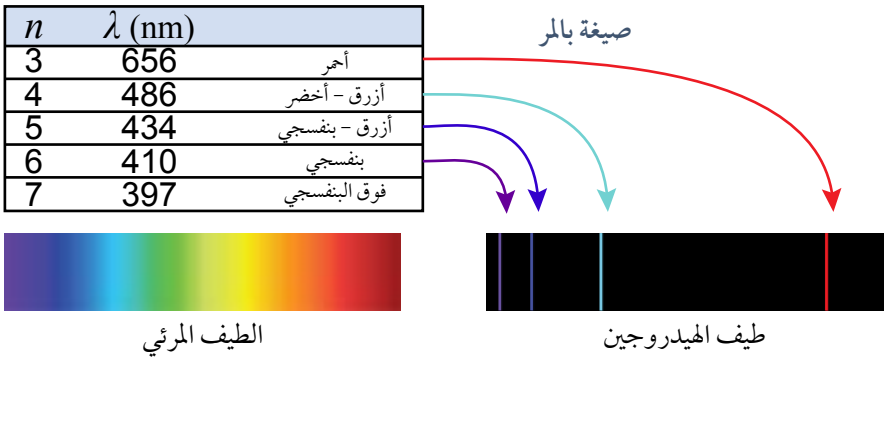
الطيف الهيدروجيني ومستويات الطاقة

ما لم تتوفّر خلفية عن كيفية اكتشاف مستويات الطاقة ، يعتقد كثير من الطلاب أن الفكرة كلها عشوائية وغير مفهومة. سلْهم: كيف اكتُشفت مستويات الطاقة؟

لن يكون هناك أي خلفية معرفية عن الموضوع لدى الطلاب، فهذا الموضوع لا يعطى في مادة الفيزياء حتى الصف 12. الهدف هو جعل الطلاب يفكّرون في السبب، وليس الحصول على إجابة.

كان معروفًا بحلول العام 1850 أن الغاز الساخن يشع ضوءًا، ولكن الضوء لا يحتوي إلا على ألوان محدَّدة للغاية (اعرض طيف الليثيوم)؛ ولم يكن بمقدور أحد أن يعرف السبب. في العام 1885، اكتشف يوهان بالمر، وهو مدرس ثانوي سويسري، أن الطول الموجي لألوان الضوء، المنبعثة من الهيدروجين، يتّفق مع المعادلة الرياضية المعروفة الآن باسم صيغة بالمر Balmers.

n	λ (nm)	
3	656	أحمر
4	486	أزرق – أخضر
5	434	أزرق – بنفسجي
6	410	بنفسجي
7	397	فوق البنفسجي



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

$$R_H = 1.097 \times 10^7 \ \text{m}^{-1}$$

$$n = \text{عدد صحيح} > 2$$

يتناسب لون الضوء مع الطاقة. وحيث ينبعث من ذرّات الليثيوم ضوء بألوان محدَّدة فقط ، لا بد من وجود شيء من الداخل يسمح لذرّات الليثيوم بإشعاع ضوء بطاقة معيَّنة فقط.

أظهرت صيغة بالمر أن الضوء المنبعث يتبع قاعدة تستند إلى عدد صحيح، n، بات معروفًا الآن باسم عدد الكم الرئيس.

يبيِّن طيف الليثيوم بصورة مباشرة مستويات الطاقة. حيث يتوافق كل خط من خطوط الطيف مع طاقة الفرق بين مستويين من الطاقة. على سبيل المثال، يعتبر الخط الأحمر فرق الطاقة بين مستويي الطاقة $n = 3$ و $n = 2$.

الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

الدّلالة على مستويات الطّاقة

عندما يسخن العنصر النّقيّ، يَبعث ضوءًا ذا ألوان منفصلة ومحدّدة، ويُعرف هذا النّمط من الألوان بالطّيف Spectrum كما يبيّن الشّكل 1-11.

الشّكل 1-11 طيف عنصر اللّيثيوم.

يتكوّن الطّيف نتيجة مستويات الطّاقة المختلفة في الذّرّة. توجد الذّرّة في المستوى الاعتياديّ Ground state عندما تكون الإلكترونات في الأفلاك الأدنى طاقة المحتملة. أيّ أدنى توزيع طاقة للذرّة. فعلى سبيل المثال، تحتوي ذرّة اللّيثيوم في المستوى الاعتياديّ على إلكترونين اثنين في الفلك 1s و إلكترون واحد في الفلك 2s كما يبيّن الشّكل 1-12a.

الشّكل 1-12 المستوى الاعتياديّ وحالة الإثارة لذرّة اللّيثيوم.

يمكن أن تتغير طاقة الذّرّات عن طريق إعادة ترتيب الإلكترونات بين مستويات الطّاقة. وقد يحدث ذلك من خلال امتصاص الضّوء أو انبعاثه أو باستخدام الكهرباء، أو من خلال التّصادم مع ذرّات أخرى. وتكون الذّرّة في حالة الإثارة Excited state عندما يتوافر إلكترون أو أكثر في فلك أعلى من المستوى الاعتياديّ. كما هو مبيّن بالشّكل 1-12b، إذ تعدّ ذرّة اللّيثيوم في حالة الإثارة، عندما يتوافر إلكترون واحد مثلاً في الفلك 3s. علمًا أن الذّرّة في حالات الإثارة تكون غير مستقرّة؛ لذلك تطلق الذرة الطاقة على شكل ضوء للرجوع إلى المستوى الاعتياديّ، وبالتّالي ترجع إلى حالة الاستقرار.

يعتمد لون الضّوء على قيمة الطاقة المنطلقة. فألوان الطّيف تعتمد على الاختلافات في الطّاقة بين مستويات الطّاقة؛ فعندما ينتقل إلكتروناً في ذرة الليثيوم من المستوى الفرعيّ 4s إلى المستوى الفرعيّ 2s ينبعث الضوء الأزرق –المخضرّ. كما يمكن لذرّة اللّيثيوم في المستوى الاعتياديّ أن تمتصّ الضّوء الأزرق – المخضرّ لترفع إلكترونًا من مستوى الفرعيّ 2s إلى المستوى الفرعيّ 4s.

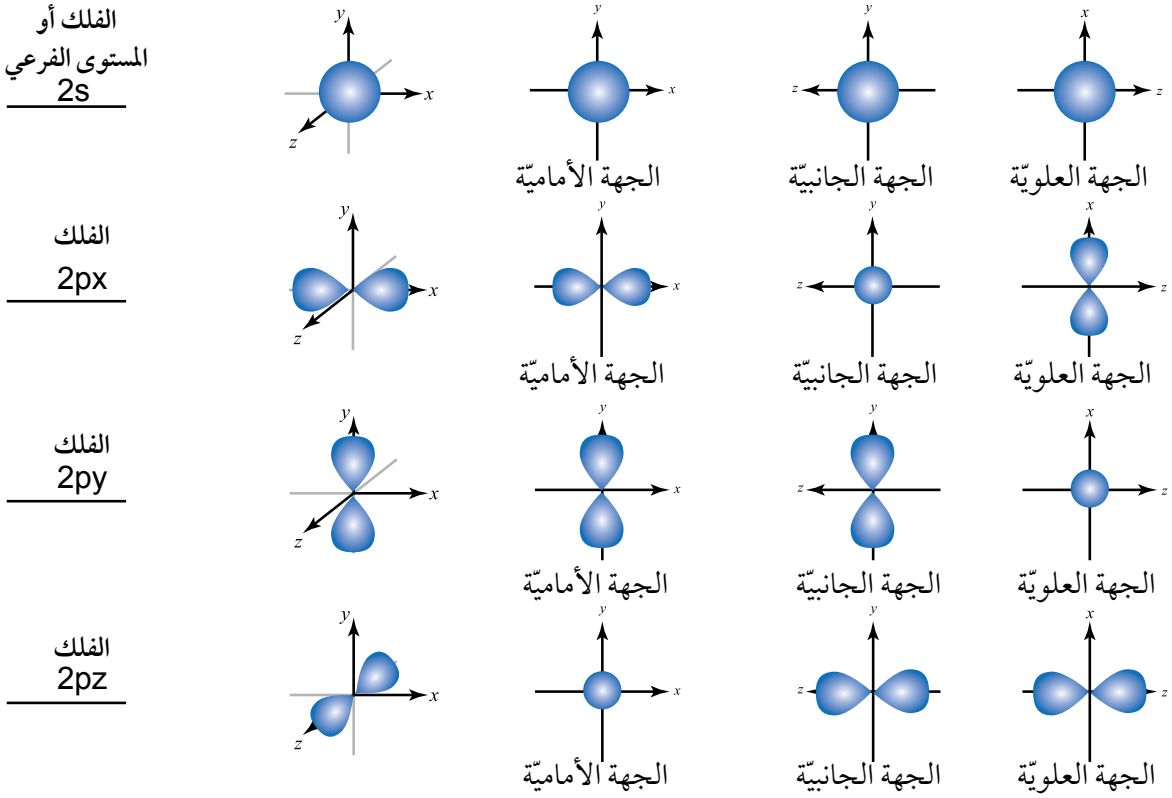
الشّكل 1-13 تمتصّ الذّرّات الضّوء وتبعثه من خلال حركة الإلكترونات كما في ذرة الليثيوم.

12

1-1 أشكال الأفلاك

الإجابات/ عيّنة بيانات

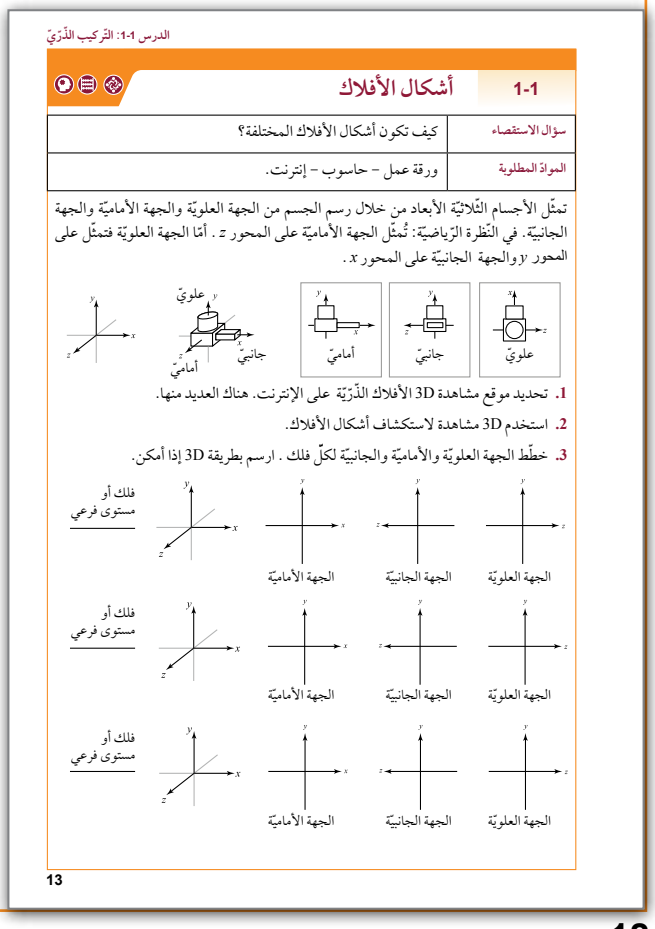
جرى تصميم هذا النشاط لإعطاء الطلاب بعض التواصل العملي والإبداعي مع الفكرة المجرَّدة للغاية عن أشكال الأفلاك. توقَّع أن يحتفظ الطلاب فقط بالأفلاك s و p. وتعدّ محاولة رسم الأفلاك في أشكال ثلاثية الأبعاد طريقة جيدة لتصوُّر الأشكال.



تظهر الأفلاك s هي نفسها من جميع الاتجاهات الثلاثة، بالنظر إلى أنها كروية الشكل.

تظهر الأفلاك p هي نفسها من اتجاهين؛ ومختلفة الشكل من الاتجاه الثالث.

اقبل أي رسم معقول، لأن أي نوع من الدقة العددية لن يكون تحقيقه سهلًا.


الدرس 1-1: التركيب الذّرّيّ

1-1 أشكال الأفلاك

سؤال الاستقصاء	كيف تكون أشكال الأفلاك المختلفة؟
المواد المطلوبة	ورقة عمل – حاسوب – إنترنت.

تمثّل الأجسام الثّلاثيّة الأبعاد من خلال رسم الجسم من الجهة العلويّة والجهة الأماميّة والجهة الجانبيّة. في النّظرة الرّياضيّة: تُمثّل الجهة الأماميّة على المحور z. أمّا الجهة العلويّة فتمثّل على المحور y والجهة الجانبيّة على المحور x.

علويّ، أماميّ، جانبيّ

1. تحديد موقع مشاهدة 3D الأفلاك الذّرّيّة على الإنترنت. هناك العديد منها.
2. استخدم 3D مشاهدة لاستكشاف أشكال الأفلاك.
3. خطّط الجهة العلويّة والأماميّة والجانبيّة لكلّ فلك . ارسم بطريقة 3D إذا أمكن.

فلك أو مستوى فرعي

الجهة العلويّة، الجهة الجانبيّة، الجهة الأماميّة

13

تقويم الدّرس 1-1 — الإجابات

1. قارن بين الأنواع الثّلاثة للجُسيمات المكوّنة للذّرّة، من حيث موقعها في الذّرّة وكتلتها وشحنتها.

الجسيم	الرّمز	الكتلة النسبيّة (amu)	الشّحنة الكهربائيّة النّسبيّة (e)	موقعها
بروتون	p^+ ،p	1.007	1+	داخل النواة
نيوترون	n^0 ،n	1.008	0	داخل النواة
إلكترون	e^- ،e	0.0005	1–	تدور حول النواة

وحدة الشّحنة الكهربائيّة (e) = 1.60×10^{-19}C وحدة الكتلة الذّرّيّة (amu) = 1.66×10^{-27}Kg

2. ما العدد الّذي يُعرِّف هويّة العنصر؟ **العدد الذرّي، هو عدد البروتونات في النواة.**

3. ما عدد إلكترونات ذرّة الصّوديوم المتعادلة الشّحنة الكهربائيّة، علمًا أنّ نواتها تحتوي على 11 بروتونًا؟ **11 إلكترونًا.**

4. أُذكر أعداد الكمّ الأربعة، وحدّد المعلومات الّتي تقدّمها هذه الأعداد حول الأفلاك الذّرّيّة.

عدد الكم	ماذا يمثّل؟
الرئيس n	– المسافة النسبية للمستوى من نواة الذرّة. – يحدِّد عدد أنواع المستويات الفرعية في المستوى الرئيس.
الثانوي ℓ	– يدلّ على شكل كل فلك. – يدلّ على نوع المستوى الفرعي.
المغناطيسي m	– يدلّ على عدد الأفلاك في كل مستوى فرعي. – يحدِّد الاتِّجاه الفراغي للأفلاك حول النواة.
المغزلي s	– يدلّ على اتِّجاه دوران الإلكترون حول نفسه.

5. حدّد العدد الإجماليّ للإلكترونات التي يمكن أنّ يتّسع لها كلّ نوع من المستويات الفرعيّة الآتية:

a. المستوى الفرعي s يتسع لإلكترونين كحد أقصى.

b. المستوى الفرعي p يتسع لـِ 6 إلكترونات كحد أقصى.

c. المستوى الفرعي d يتسع لـ 10 إلكترونات كحد أقصى.

d. المستوى الفرعي f يتسع لـِ 14 إلكترونًا كحد أقصى.

تقويم الدّرس 1-1 — الإجابات

6. بالإشارة إلى المستوى الاعتيادي وحالة الإثارة:

a. ما الفرق بينهما؟ **يحدث المستوى الاعتيادي عندما تكون جميع الإلكترونات الموجودة في الذرّة في الأفلاك التي تعطي أقل طاقة ممكنة للذرّة كلّها، أما حالة الإثارة فتعني وجود إلكترون واحد على الأقل في مستوى طاقة أعلى من طاقة المستوى الاعتيادي.**

b. أيّهما الأبعد من النّواة؟ **يكون الإلكترون في حالة الإثارة أبعد عن النواة من الإلكترون نفسه في المستوى الاعتيادي.**

c. أيّهما لديه الطّاقة الأعلى؟ **الإلكترون في حالة الإثارة، هو أبعد ما يكون عن النواة؛ وبالتالي تكون لديه طاقة أعلى من الإلكترون نفسه في المستوى الاعتيادي.**

7. في مقطع الجدول الدّوريّ أدناه، أيّ من هذه العناصر لديها إلكترون واحد في الفلك s؟

1 H هيدروجين	3 Li ليثيوم	5 B بورون	7 N نيتروجين	8 O أكسجين	9 F فلور	12 Mg مغنسيوم	19 K بوتاسيوم

الهيدروجين والليثيوم والبوتاسيوم، هي العناصر الوحيدة التي يوجد في فلكها s إلكترون واحد.

8. ما العلاقة الرياضية بين عدد الكمّ الرّئيس n وعدد أفلاك مستوى الطّاقة الرّئيس، وبين عدد الإلكترونات اللّازمة لإشباع المستوى الرّئيس؟

عدد أفلاك مستوى الطاقة يساوي n^2؛ عدد الإلكترونات في المستوى الرئيس يساوي $2n^2$.

9. ما عدد الإلكترونات التي يمكنها أن تشغل مستويات الطاقة الرّئيسة عندما يكون:

a. $n = 1$: **عدد الإلكترونات يساوي $2n^2$، لذلك يكون عدد الإلكترونات 2.**

b. $n = 3$: **18 إلكترونًا.**

10. ما الفلك الذي لديه أعداد الكمّ الأربعة الآتية: $(n, \ell, m, s) = (2,1,1,-\frac{1}{2})$؟

الإلكترون يقع في الفلك 2p. ويخبرنا عدد الكم الرئيس له $n = 2$ أن الإلكترون في مستوى الطاقة الثاني. ومن معرفتنا لقيمة $\ell = 1$ نعرف أن الإلكترون في الفلك p. أما قيمة $m = 1$، فلا تعلمنا إن كان الإلكترون في p_x أو p_y أو p_z وهي الأفلاك الفرعية، لأن تلك الإحداثيات اختيارية في الاتجاه. أما القيمة $s = -\frac{1}{2}$، فتخبرنا بأن الإلكترون هو باتجاه عكس عقارب الساعة.

تقويم الدّرس 1-1 — الإجابات

11. علِّل:

a. لا يتنافر إلكترونا الفلك الواحد: **لأن إلكترونَي الفلك الواحد يغزلان بشكل معاكس.**

b. يتّسع المستوى الفرعيّ d لعشرة إلكترونات فقط: **للمستوى الفرعي d خمسة أفلاك، يتّسع كل فلك منها لإكترونين فقط.**

12. فيمَ يختلف الإلكترونان الموجودان في المستوى الفرعيّ $3p_y$؟

أعداد الكم الثلاثة ℓ, m, n لهذين الإلكترونين هي نفسها، ولكنهما يختلفان بعدد الكم المغزلي فالإلكترون الأول لديه $s = +\frac{1}{2}$ ، والإلكترون الثاني لديه $s = -\frac{1}{2}$.

ملاحظات

إعادة تدريس

1. يحتمل أن يحتاج بعض الطلاب إلى مراجعة مفاهيم تتعلّق بالعدد الذرّي والعناصر. والنشاط المناسب لذلك تنفيذ لعبة التوصيل ما بين العدد الذرّي، واسم العنصر، ورمزه. استخدم، مثلًا، الأعداد 3، و5، و9، و12، ثم صل بينها وبين رموز العناصر Li، وB، وMg، F، وبين أسماء العناصر الآتية: الليثيوم، والبورون، والفلور، والمغنيسيوم.
2. تعد فكرة الجذب الإلكتروستاتيكية جوهر فكرة الطاقة الموجودة في الذرّة. ويُحتمل أن يحتاج بعض الطلاب إلى إعادة النظر بفكرة تجاذب الشحنات الموجبة والسالبة. يمكن عندئذ استخدام الشريط البلاستيكي اللاصق لإنشاء شحنات متشابهة وأخرى مختلفة، تتجاذب أو تتنافر بالاستناد إلى كيفية تكوّنها. أجرِ بحثًا حول «كشّاف كهربائي من الشريط اللاصق» «Sticktape Electroscope» لتزويد طلابك بمعلومات إضافية.

مثال ذلك التجربة التالية: نستطيع فحص التفاعل الإلكتروستاتيكي بين الشحنات باستخدام كشاف كهربائي مكوّن من شريطين لاصقين نلصقهما بشكل متوازٍ على طاولة؛ ثم نلصق فوق كل منهما شريطًا لاصقًا آخر. عندما ننزع الشريطين العلويين بسرعة ونقرّبهما من بعضهما البعض نلاحظ أنهما يتنافران لأنهما اكتسبا شحنة من النوع نفسه نتيجة لنزع اللصق بسرعة. أما الشريط اللاصق العلوي المنزوع فإنه يتجاذب مع الشريط السفلي الذي كان ملصوقا به لأنهما اكتسبا شحنتين مختلفتين.

إثراء

1. يعد تاريخ نموذج بور قصة بحث رائعة. ومشروع البحث المناسب هو تحديد وتصميم خط زمني للأفكار المفتاحية، والأشخاص الذين أسهموا في حل هذا الغموض. وقد أوجز هذا المشروع في السؤال رقم 21 الوارد في أسئلة تقويم هذه الوحدة.
2. توفِّر تقنية التحليل الطيفي مشاريع متعدِّدة ممتعة للطلاب. ومن اقتراحات الأنشطة التي يمكنهم تنفيذها:

a. ابحث في طيف كل عنصر من العناصر 18 الأولى في الجدول الدوري، واحتفظ بنسخ لها.

b. ابحث في أصل الأحرف التي تمثل الأفلاك s، وp، وf، وd، فهي مشتقّة من الاستخدام التاريخي والقديم للتحليل الطيفي.

c. ابنِ مطيافًا بسيطًا مكوّنًا من حاجز مشبك مائل، وصندوق يحتوي على فتحة تسمح بدخول الضوء. أجرِ بحثًا حول «بناء مطياف بسيط» للعديد من المشاريع المختلفة.

d. ابحث في اكتشاف عنصر الهيليوم، فهذا العنصر لم يُكتشف بداية على كوكب الأرض، بل اكتُشف في الشمس.

الدرس 2-1
التّوزيع الإلكترونيّ

مصادر تعلّم الدّرس

الموضوع/ الوقت	المحتوى	موارد كتاب الطالب	موارد كتاب المعلم
التّوزيع الإلكترونيّ 2 حصة	يكتب التوزيع الإلكتروني لعناصر المجموعات s ،p ،d	الصفحات 15-25	الصفحات 26-37
مخططات تمثيل لويس 1 $\frac{1}{2}$ حصة	يحدِّد إلكترونات التكافؤ وتكافؤ العناصر يرسم مخططات تمثيل لويس	الصفحات 29-26	الصفحات 38-39
نشاط $\frac{1}{2}$ حصة	خبرة التعلّم 2-1 حول التوزيع الإلكتروني	الصفحة 30	ورقة عمل 2-1 الصفحة 40

الزّمن المقترح للدّرس

يستغرق هذا الدرس مدة زمنية مقدارها أربع حصص، وهو يتضمَّن نشاطًا عمليًّا 2-1، إضافة الى أفكار حول أنشطة عملية موجزة ونقاشات مع الطلاب.

الأنشطة	مواد من أجل النّشاط
2-1 التّوزيع الإلكترونيّ	نسخة مطبوعة من الصفحة B2، الواردة في دليل المعلم. نسخة من الجدول الدوري.

مخرجات التعلّم

C1101.3 يكتب التّوزيع الإلكترونيّ للذرّات والأيونات باستخدام عدد البروتونات (والشّحنة) وبالاعتماد على صيغة s ،p ،d ،f ويطبّق قواعد التوزيع الإلكترونيّ.

المعرفة السابقة

يفترض أن يكون الطلاب على دراية بالموضوعات الآتية:

- عناصر الجدول الدوري وخصائصها، بحسب موقعها في الجدول الدوري.
- مفاهيم التركيب الذرّي الواردة في الدرس الأول 1-1.
- امتلاك العناصر المختلفة أنماط ترابط كيميائي مختلفة وخاصة. مثلًا: ترتبط ذرّة أكسجين واحدة بذرَّتَي هيدروجين، لتكوين مركّب الماء.

المفردات

التّوزيع الإلكترونيّ	Electron configuration
مبدأ أوفباو للبناء التّصاعديّ	Aufbau principle
متساوٍ في عدد الإلكترونات	Isoelectric
إلكترونات التّكافؤ	Valence electrons
قاعدة هوند	Hund's rule
التّكافؤ	Valency
مبدأ الاستبعاد لباولي	pauli exclusion principle
مخطّط لويس النّقطيّ	Lewis dot structure

افتتاحية الدّرس

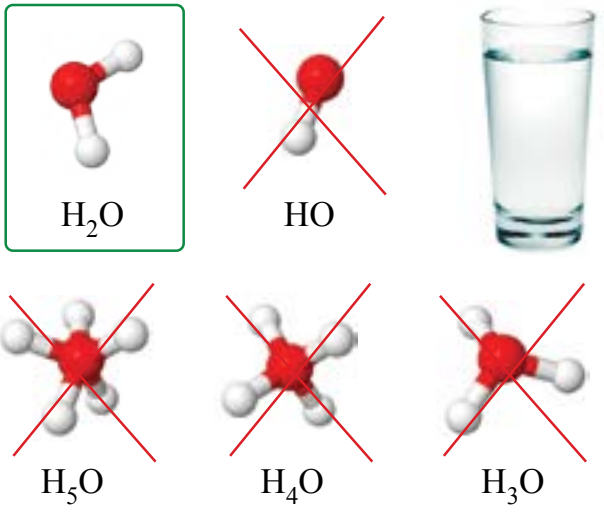
سل الطلاب: هل تستمر أشكال الحياة المختلفة من دون وجود الماء؟ وما الدليل من القرآن الكريم على ذلك؟

اعرض مقاطع فيديو عن أهمية الماء للكائنات الحية، في الاستخدامات اليومية، أو الزراعة، أو الصناعة، وعن مناطق تعرّضت للجفاف، حيث حدثت مجاعة وانهارت الحياة.

كلِّف الطلاب كتابة الصيغة الجزيئية لمركّب الماء H_2O، واسأل: من أين أتت هذه الصيغة؟ اطلب إليهم كتابة العدد الذرّي لكل من الأكسجين والهيدروجين، وكتابة توزيع الإلكترونات لكل منهما، والتركيز على الإلكترونات الخارجية التي تقع في مستوى الطاقة الأخير.

سوف يلاحظون أن الأكسجين يحتاج إلى إلكترونين ليمتلئ مستوى طاقته الخارجي بالإلكترونات؛ وهو يحصل عليها من خلال ارتباطه بذرّتي هيدروجين.

استنتج مع الطلاب أن التوزيع الإلكتروني للذرّات هو المسؤول عن سلوكها الكيميائي، وكيفية ارتباطها بالذرّات الأخرى. وهذا يمكّنهم من توقّع كيفية ترابط العناصر، وتحديد نِسَبها، وتوقُّع المُركّبات التي تنتج.



تجعل هذه الرسوم التوضيحية الإجابة عن السؤال «لماذا الصيغة الجزيئية للماء هي H_2O؟ واضحة جدًّا، لكن من غير المحتمل أن يفكّروا في أي من الاحتمالات الأخرى.

الدّرس 2-1
التّوزيع الإلكترونيّ

﴿وَجَعَلْنَا مِنَ الْمَاءِ كُلَّ شَيْءٍ حَيٍّ﴾ [سورة الأنبياء - الآية 30]

الماء، هذا المركّب الكيميائيّ الأكثر أهمّيّة في الحياة صيغته الكيميائيّة H_2O وليس H_3O أو H_3O_5. لماذا؟ هل يرجع ذلك إلى ذرّات الأكسجين والهيدروجين الّتي تترابط بنسب محدّدة، وهي ذرّتا هيدروجين مقابل ذرّة أكسجين واحدة؟

H_5O H_4O H_3O H_2O HO

الجواب عن هذا السؤال يكمن في كيفيّة ترتيب الإلكترونات في كلّ من ذرّات الهيدروجين والأكسجين. حيث تحدّد الإلكترونات، تقريبًا، السلوك الكيميائيّ للمادّة. إذ إنّ الرّوابط الكيميائيّة الّتي تكوّن الماء H_2O، على سبيل المثال، وشكل هذا الجزيء، يحدّدان من خلال الأفلاك التي تحتوي على عدد معيّن من الإلكترونات.

أوجد علم الكيمياء لغة تصف كيفيّة ترتيب الإلكترونات في الذّرّة. وبمجرّد معرفتك هذه اللغة، يمكنك توقّع العنصر الّذي يمكن أن يرتبط مع العنصر الآخر، وتحديد نسبتهما. التّوزيع الإلكترونيّ يتوقّع أن يتّحد الأكسجين والهيدروجين على شكل H_2O، وأن يتّحد النّيتروجين والهيدروجين على شكل NH_3.

مخرجات التّعلُّم

C1101.3 يكتب التّوزيع الإلكترونيّ للذّرّات والأيونات باستخدام عدد البروتونات (والشّحنة) وبالاعتماد على صيغة s،p،d،f ويطبّق قواعد التّوزيع الإلكترونيّ.

المفردات

Electron configuration	التّوزيع الإلكترونيّ
Aufbau principle	مبدأ أوفباو للبناء التّصاعديّ
Isoelectric	متساوٍ في عدد الإلكترونات
Valence electrons	إلكترونات التّكافؤ
Hund's rule	قاعدة هوند
Valency	التّكافؤ
pauli exclusion principle	مبدأ الاستبعاد لباولي
Lewis dot structure	تمثيل لويس النّقطيّ

15

هدف الدرس الرئيس: التّوزيع الإلكتروني

الهدف الرئيس لهذا الدرس تعلُّم الطلاب كتابة التوزيعات الإلكترونية للعناصر، وقراءتها، واستخدامها في تفسير أنماط الترابط الأساسية للعناصر.

- ابدأ برسم مخطّطات التوزيع الإلكتروني الواردة في الصفحة (16)، أو بعرض شرائح لها؛ لتفسِّر كيف تُمثِّل الإلكترونات في مستويات الطاقة.
- نقترح أن تكتب التوزيع الإلكتروني لذرّة الهيدروجين الواردة في الشكل (1-14)، ثم تدعو الطلاب إلى تطبيق ذلك على ذرّات عناصر بسيطة، مثل الهيليوم والليثيوم، وصولًا إلى العناصر (12) الأولى (عنصر المغنيسيوم).
- استخدم الترتيب الإلكتروني لأحد هذه العناصر، مثل، الكربون: $1s^2 2s^2 2p^2$، واكتبه على السبّورة. اشرح كيف يصف الترتيب الإلكتروني ترتيب الإلكترونات في الذّرة. في الترتيب الإلكتروني للكربون، مثلًا، تحدّد الأرقام مستوى الطاقة الرئيس (أو عدد الكم الرئيس n) لكل فلك تشغله الإلكترونات، وتحدد الأحرف المستوى الفرعي (أو عدد الكم الثانوي ℓ) للأفلاك المشغولة. أما الأرقام العلوية، فتحدد عدد الإلكترونات داخل كل مستوى فرعي.
- استخدم الشكل (1-15) كي تشرح للطلاب كيفية توزيع الإلكترونات على الأفلاك المختلفة، مذكّرًا بقواعد كتابة التوزيع الإلكتروني.

الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

التّوزيع الإلكترونيّ

قدّمت نظريّة الكمّ وصفًا متطوّرًا للذّرّة مقارنة بنموذج بور، لأنّها وضعت وصفًا لتوزيع الإلكترونات في الذّرّات. والتّوزيع الإلكتروني Electron configuration هو طريقة متكاملة تشرح كيفيّة توزيع الإلكترونات في مستويات الطّاقة الفرعيّة s، p، d، f. فعلى سبيل المثال، التّوزيع الإلكترونيّ لعنصر الهيدروجين هو $1s^1$؛ حيث يمثّل الرّقم الأوّل 1 عدد الكمّ الرّئيس، n. أمّا الحرف s فيحدّد نوع المستوى الفرعيّ، وبالتّالي الرّقم العلويّ 1 يحدّد عدد الإلكترونات الموجودة في الفلك 1s كما يبيّن الشّكل 1-14. ويتم التوزيع الإلكتروني وفقا لما يلي:

1. مبدأ أوفباو للبناء التّصاعديّ Aufbau principle: يحتلّ الإلكترون المستوى الفرعيّ ذا الطّاقة الأدنى الّذي يستطيع أن يشغله. لذلك، تتوزّع الإلكترونات على مستويات الطّاقة الرّئيسة، والمستويات الفرعيّة بحسب ترتيبها التّصاعديّ من حيث الطّاقة.
2. مبدأ باولي للاستبعاد Pauli exclusion principle : لا يوجد إلكترونان في الذّرّة نفسها، يكون لهما قيم أعداد الكم الأربعة نفسها.
3. قاعدة هوند Hund's rule: تمتلئ الأفلاك الفرعيّة (p_x، p_y، p_z) بالإلكترونات بشكل فرديّ قبل أن تمتلئ بصورة مزدوجة، وبذلك تجعل التّنافر بين الإلكترونات في حدّه الأدنى، فيتخذ ترتيب الالكترونات الطّاقة الأدنى.

مبدأ أوفباو للبناء التّصاعديّ

تحتوي ذرّات العناصر المختلفة على أعداد مختلفة من الإلكترونات، ولكلّ ذرّة عنصر تركيب إلكترونيّ خاصّ بها يختلف عن تركيب باقي العناصر الأخرى. والقاعدة العامّة لتوزيع الإلكترونات أنّها تحتلّ المستويات الفرعيّة بحيث:

1. تنتظم الإلكترونات في الذّرّة في مستوى له أقلّ طاقة ممكنة.
2. يطبّق مبدأ الاستبعاد بحيث لا يمكن أن تجد إلكترونين للذّرّة نفسها، لهما أعداد الكمّ الأربعة نفسها.

عدد الإلكترونات
$1s^1$
المستوى الفرعيّ
عدد الكمّ الرّئيس، n

الشّكل 1-14 كيفيّة قراءة التوزيع الإلكترونيّ.

فعلى سبيل المثال، يوجد الإلكترونان الأوّلان للذّرّة في مستوى الطّاقة الأوّل 1s، وبالتّالي، لا يمكن للإلكترون الثّالث أن يوجد في 1s، إذ إنّ طاقته أعلى، لذلك يشغل مستوى الطّاقة الثّاني 2s، وذلك تبعًا لمبدأ الاستبعاد.

بحسب مبدأ أوفباو للبناء التّصاعديّ، تملأ الإلكترونات الأفلاك ذات الطّاقة الأدنى ثمّ الأعلى بالطّاقة

الشّكل 1-15 التّوزيع الإلكترونيّ لكلّ من الهيدروجين، والليثيوم، والأكسجين حسب مبدأ أوفباو وقاعدة هوند.

16

مبدأ باولي للاستبعاد والجدول الدّوري

سلِ الطلاب: لمَ لا تكون الإلكترونات جميعها في أدنى مستوى للطاقة؟

السبب هو مبدأ الاستبعاد.

اشرح أن قواعد ميكانيكا الكم تفيد بالآتي: لا يوجد إلكترونان في النظام (الذّرة) نفسه لهما كل أعداد الكم الأربعة. أعط مثالًا على الهيدروجين والهيليوم والليثيوم.

1. يحتوي الهيدروجين على إلكترون واحد، ويحتل الفلك 1s، الذي يمتلك أدنى طاقة.
2. يحتوي الهيليوم على إلكترونين، وهما يتناسبان أيضًا مع الفلك 1s، لأن من الممكن أن تكون لهما القيمتان $s = +\frac{1}{2}$ و $s = -\frac{1}{2}$. أكد النقطة التي تقول إن كل فلك فرعي يستطيع قبول إلكترونين، لأنهما يختلفان في اتّجاه الغزل (الدوران).
3. يحتوي الليثيوم على ثلاثة إلكترونات؛ لكن الإلكترون الثالث لا يمكنه الذهاب إلى الفلك 1s، لأنه ممتلئ. لذا يجب أن يذهب الإلكترون الثالث في الليثيوم إلى الفلك 2s، وهو الفلك الأدنى طاقة غير الممتلئ.
4. يُعدُّ الجدول الدوري خريطة مقلوبة لمستويات طاقة الإلكترونات.

الدرس 1-2: التّوزيع الإلكترونيّ

مبدأ باولي للاستبعاد والجدول الدوري

القاعدة الأساس لميكانيكا الكمّ هي أنّه لا يوجد إلكترونان في الذّرّة نفسها، يكون لهما قيم أعداد الكم الأربعة نفسها وتعرف هذه القاعدة باسم مبدأ باولي للاستبعاد. وذلك تكريمًا للفيزيائيّ فولفغانغ باولي الّذي وضع هذا المبدأ عام 1925. يبيّن الجدول 1-5 أعداد الكمّ وعدد الأفلاك والإلكترونات في كلّ مستوى طاقة.

حيث يمكن أن نستنتج من خلال الجدول 1-3 صفحة (9) أنّ للفلك (s) في المستوى الرّئيس الأوّل مجموعتين مختلفتين من أعداد الكمّ (n,ℓ,m_ℓ,m_s)، هما: $(1,0,0,+\frac{1}{2})$ و$(1,0,0,-\frac{1}{2})$. لذلك يحمل الفلك (s) إلكترونين اثنين، أمّا أفلاك (p) فلديها ستّ مجموعات من أعداد الكمّ، لذلك من الممكن أن نجد ستّة إلكترونات في أفلاك (p). كذلك نجد أنّ الفلك (d) يستطيع أن يحتوي على عشرة إلكترونات.

عدد الكمّ الرّئيس (n)	عدد الأفلاك في المستوى الرّئيس (n^2)	عدد الإلكترونات في المستوى الرّئيس ($2n^2$)
1	1	2
2	4	8
3	9	18
4	16	32

الجدول 1-5 أعداد الكمّ وعدد الأفلاك والإلكترونات في كلّ مستوى طاقة.

عدد الإلكترونات في المستوى الرّئيس (n) يساوي $2n^2$.

تمثّل الدورة في الجدول الدوري عدد مستويات الطاقة الرئيسة حول نواة الذرة.

يبيّن عدد الإلكترونات في كلّ مستوى طاقة ترتيب العناصر من كلّ دورة في الجدول الدّوريّ كما هو مبيّن في الشّكل (a10-1) حيث يمثّل مستوى الطّاقة الأوّل (H، He) الدورة الأولى من الجدول الدّوريّ الّذي يحمل إلكترونين اثنين كحدّ أقصى في الفلك 1s، ويمثّل مستوى الطّاقة الثّاني (Li– Ne) الدورة الثانية من الجدول الدّوريّ مع كلّ من المستويين الفرعيّين s و p اللذين يحملان مجتمعين ثمانية إلكترونات.

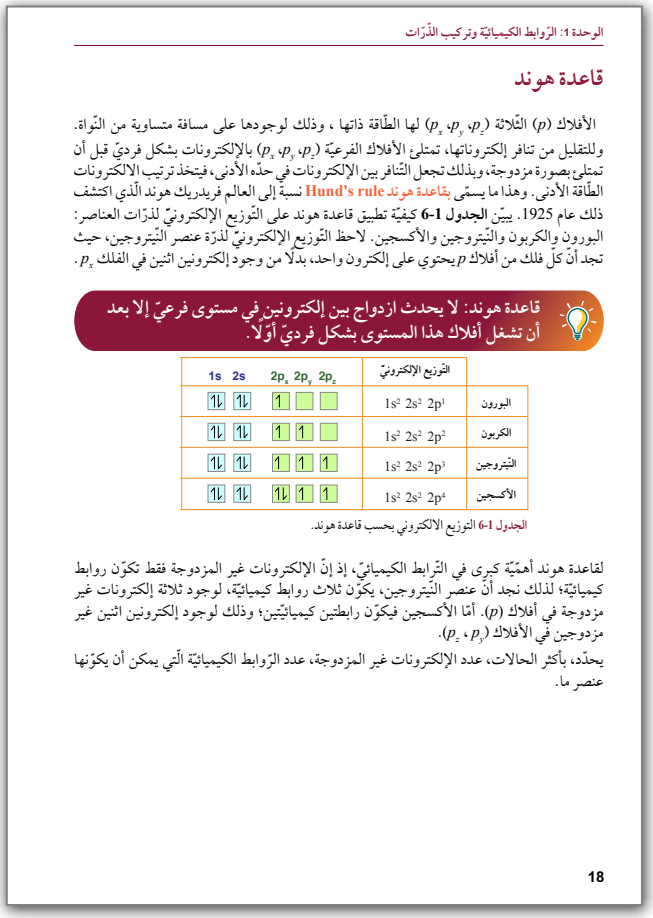
الشّكل a10-1 الجدول الدّوريّ ومستويات الطّاقة.

الشّكل b10-1 فئات الجدول الدوري.

ويمكن ترتيب عناصر الجدول الدوري بحسب توزيعها الإلكتروني إلى فئات أربع: عناصر الفئة (s) وعناصر الفئة (p) وعناصر الفئة (d) وعناصر الفئة (f) كما في الشكل (b10-1).

17

- يتسع المستوى الفرعي s لإلكترونين فقط. ولهذا السبب يوجد عنصران فقط في الصف الأول من الجدول الدوري.
- يتسع المستويان الفرعيان s,p معًا لثمانية إلكترونات. ولهذا يتسع الصفّان الثاني والثالث من الجدول الدوري لثمانية عناصر لكل منهما.
- تتّسع المستويات الفرعية s و p و d معًا لثمانية عشر إلكترونًا. لهذا يتّسع كل من الصفين الرابع والخامس من الجدول الدوري لثمانية عشر عنصرًا.
- ميّز بين مفهوم المستوى الفرعي ومفهوم الفلك. الفلك هو موقع واحد متاح لوجود الإلكترونات في الذرّة، وهو محدّد بواسطة قيم لـℓ، m، n، ويستوعب كحد أقصى إلكترونين ذوي غزل متعاكس بحسب مبدأ باولي للاستبعاد. أما المستوى الفرعي، فيحتوي على جميع الأفلاك المتشابهة في الشكل داخل مستوى طاقة رئيس معيَّن. بعبارة أخرى، يتكوّن المستوى الفرعي من جميع الأفلاك ذات القيمة ℓ نفسها لقيمة n محدَّدة.



الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

قاعدة هوند

الأفلاك (p) الثّلاثة (p_x، p_y، p_z) لها الطّاقة ذاتها ، وذلك لوجودها على مسافة متساوية من النّواة. وللتقليل من تنافر إلكتروناتها، تمتلئ الأفلاك الفرعيّة (p_x، p_y، p_z) بالإلكترونات بشكل فرديّ قبل أن تمتلئ بصورة مزدوجة، وبذلك تجعل التّنافر بين الإلكترونات في حدّه الأدنى، فيتخذ ترتيب الالكترونات الطّاقة الأدنى. وهذا ما يسمّى بقاعدة هوند Hund's rule نسبةً إلى العالم فريدريك هوند الّذي اكتشف ذلك عام 1925. يبيّن **الجدول 1-6** كيفيّة تطبيق قاعدة هوند على التّوزيع الإلكترونيّ لذرّات العناصر: البورون والكربون والنّيتروجين والأكسجين. لاحظ التّوزيع الإلكترونيّ لذرّة عنصر النّيتروجين، حيث تجد أنّ كلّ فلك من أفلاك p يحتوي على إلكترون واحد، بدلًا من وجود إلكترونين اثنين في الفلك p_x.

قاعدة هوند: لا يحدث ازدواج بين إلكترونين في مستوى فرعيّ إلا بعد أن تشغل أفلاك هذا المستوى بشكل فرديّ أوّلًا.

	التّوزيع الإلكترونيّ	1s 2s $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$
البورون	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	↿⇂ ↿⇂ 1 ☐ ☐
الكربون	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	↿⇂ ↿⇂ 1 1 ☐
النّيتروجين	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	↿⇂ ↿⇂ 1 1 1
الأكسجين	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	↿⇂ ↿⇂ ↿⇂ 1 1

الجدول 1-6 التوزيع الالكتروني بحسب قاعدة هوند.

لقاعدة هوند أهمّيّة كبرى في التّرابط الكيميائيّ، إذ إنّ الإلكترونات غير المزدوجة فقط تكوّن روابط كيميائيّة؛ لذلك نجد أنّ عنصر النّيتروجين، يكوّن ثلاث روابط كيميائيّة، لوجود ثلاثة إلكترونات غير مزدوجة في أفلاك (p). أمّا الأكسجين فيكوّن رابطتين كيميائيّتين؛ وذلك لوجود إلكترونين اثنين غير مزدوجين في الأفلاك (p_y، p_z).

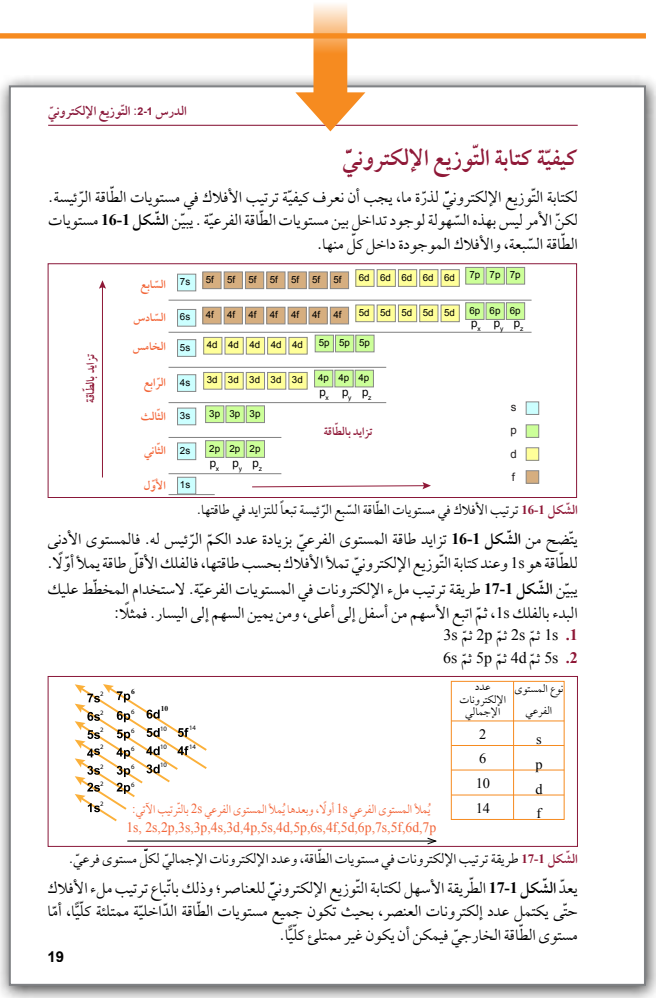
يحدّد، بأكثر الحالات، عدد الإلكترونات غير المزدوجة، عدد الرّوابط الكيميائيّة الّتي يمكن أن يكوّنها عنصر ما.

18

الأدوات اللازمة لحل المسألة

التوزيع الإلكتروني أمرٌ يحتاج الطلاب لفهمه واستخدامه، وليس إلى حفظه في الذاكرة وتذكُّره.

- يُعدُّ مبدأ أوفباو فكرة مفتاحية حيث يُملأ أحد الأفلاك بإلكترونين، ثم يتوجّه الإلكترون التالي إلى فلك فارغ يليه ذي طاقة أعلى.
- يتّسع المستوى الفرعي s، مثلًا، لإلكترونين اثنين فقط. أما المستوى الفرعي (p) فيتسع لستة إلكترونات، في حين يتّسع المستوى الفرعي (d) لعشرة إلكترونات.(ملاحظة: ذكّر الطلاب بأن كل فلك يتسع لإلكترونين فقط).
- يكمن الجزء الأصعب هنا في أن طاقات الأفلاك لا تزداد بازدياد عدد الكم الرئيس فحسب؛ فالفلك 3d مثلًا يمتلك طاقة أعلى من طاقة الفلك 4s، ولكن طاقته أقل من طاقة الفلك 4p. وهذا يعني أن الفلك (3d) يمتلئ بالإلكترونات بعد الأفلاك 3s، و3p، و4s.
- يعد المخطط المثلّثي الوارد في الصفحة (19) طريقة مرئية لمعرفة ترتيب ملء الأفلاك.
- حل المثال 1 الوارد في الصفحة (20)، ثم ادع الطلاب إلى حل المثال 2.
- اطلب إليهم حل بضعة أمثلة على عناصر تقع في الدورتين الثانية والثالثة من الجدول الدّوري، مثل النيتروجين، والكلور. يُعدُّ توزيع العناصر الانتقالية عملية أصعب قليلاً بسبب وجود بعض الاستثناءات مثل حالة الكروم والنحاس إذا أن الأفلاك نصف الممتلئة أو الممتلئة تكون أكثر استقراراً.



الدرس 1-2: التّوزيع الإلكترونيّ

كيفيّة كتابة التّوزيع الإلكترونيّ

لكتابة التّوزيع الإلكترونيّ لذرّة ما، يجب أن نعرف كيفيّة ترتيب الأفلاك في مستويات الطّاقة الرّئيسة. لكنّ الأمر ليس بهذه السّهولة لوجود تداخل بين مستويات الطّاقة الفرعيّة . يبيّن الشّكل 1-16 مستويات الطّاقة السّبعة، والأفلاك الموجودة داخل كلّ منها.

الشّكل 1-16 ترتيب الأفلاك في مستويات الطّاقة السّبع الرّئيسة تبعاً للتزايد في طاقتها.

يتّضح من الشّكل 1-16 تزايد طاقة المستوى الفرعيّ بزيادة عدد الكمّ الرّئيس له. فالمستوى الأدنى للطّاقة هو 1s وعند كتابة التّوزيع الإلكترونيّ تملأ الأفلاك بحسب طاقتها، فالفلك الأقلّ طاقة يملأ أوّلًا.

يبيّن الشّكل 1-17 طريقة ترتيب ملء الإلكترونات في المستويات الفرعيّة. لاستخدام المخطّط عليك البدء بالفلك 1s، ثمّ اتبع الأسهم من أسفل إلى أعلى، ومن يمين السهم إلى اليسار. فمثلًا:

1. 1s ثمّ 2s ثمّ 2p ثمّ 3s
2. 5s ثمّ 4d ثمّ 5p ثمّ 6s

نوع المستوى الفرعي	عدد الإلكترونات الإجمالي
s	2
p	6
d	10
f	14

الشّكل 1-17 طريقة ترتيب الإلكترونات في مستويات الطّاقة، وعدد الإلكترونات الإجماليّ لكلّ مستوى فرعيّ.

يعدّ الشّكل 1-17 الطّريقة الأسهل لكتابة التّوزيع الإلكترونيّ للعناصر؛ وذلك باتّباع ترتيب ملء الأفلاك حتّى يكتمل عدد إلكترونات العنصر، بحيث تكون جميع مستويات الطّاقة الدّاخليّة ممتلئة كلّيًّا، أمّا مستوى الطّاقة الخارجيّ فيمكن أن يكون غير ممتلئ كلّيًّا.

19

الغازات النّبيلة

نبدأ بالغازات النبيلة؛ لأن توزيعها الإلكتروني يشكّل مدخلًا إلى مفهوم الترابط الكيميائي.

- ناقش السؤال الوارد في الفقرة الثانية من الصفحة (20).
- وضِّح الإجابة عن سؤال المناقشة من خلال كتابة التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة، ثم اسأل الطلاب: لِمَ هي متماثلة؟

يُفترض أن يلاحظوا أنها جميعًا تمتلك مستويات طاقة ممتلئة فقط. حدِّد أن عنصر الهيليوم هو أيضًا في المجموعة (18) من الجدول الدوري، رغم أنه يحتوي على إلكترونين فقط. وحدِّد أن مستوى الطاقة الأول يمتلئ كليًّا بإلكترونين اثنين.

- سلِ الطلاب: «ما الذي تعرفونه عن الغازات النبيلة؟».

الغازات النبيلة لا تكوّن روابط كيميائية باستثناء بعضها، ولكن فيما ندر، لأن نمطها لا يميل إلى تكوين روابط.

الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

مثال 1

السؤال: اكتب التّوزيع الإلكترونيّ لعنصر النيتروجين $_{7}N$.

الحلّ: لعنصر النيتروجين 7 إلكترونات.

1. استخدم المخطّط في الشّكل 1-17 لمعرفة ترتيب ملء المستويات الفرعيّة، وتحديد سعة كلّ مستوى فرعيّ.
2. إبدأ بملء المستويات الفرعيّة من الأدنى طّاقة إلى أعلى، على أن تملأ كلّ مستوى فرعيّ كليًّا قبل الانتقال إلى المستوى الفرعيّ الّذي يليه حتّى تصل إلى ملء 7 إلكترونات.

الجواب

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

الغازات النّبيلة (الخاملة)

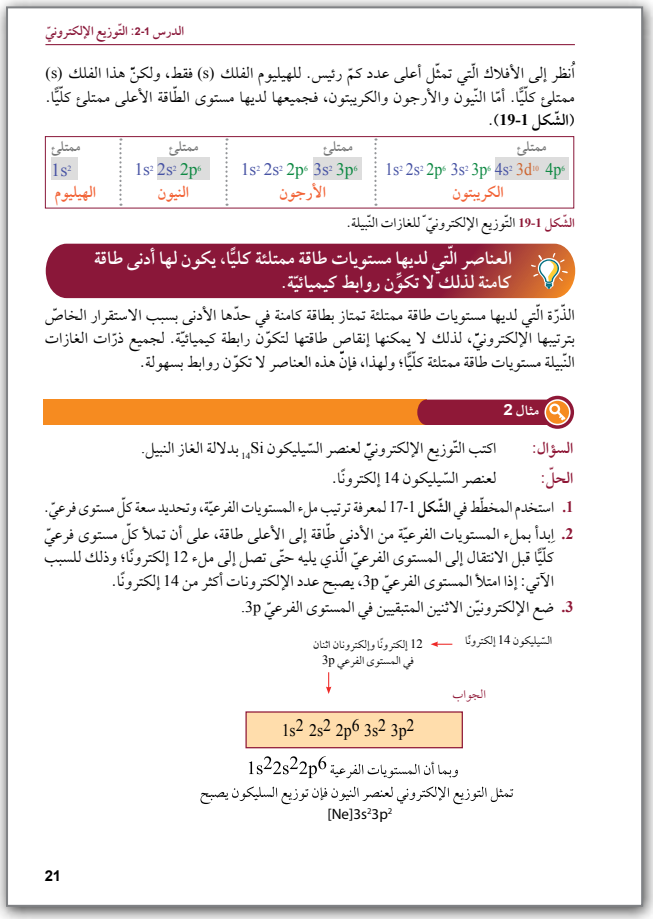
العناصر الأربعة الأولى من الغازات النّبيلة على التّوالي هي: الهيليوم (He)، النّيون (Ne) ، الأرجون (Ar)، الكريبتون (Kr). هذه العناصر لا ترتبط كيميائيًّا بأيّ من عناصر الجدول الدّوريّ الأخرى (مع بعض الاستثناءات النّادرة).

سؤال للمناقشة

لِمَ لا تكوّن الغازات النّبيلة روابط كيميائيّة كما تفعل العناصر الكيميائيّة الأخرى؟

السّبب الّذي يوضح عدم قدرة الغازات النّبيلة على تكوين روابط كيميائيّة، يجعلنا نفهم لماذا تستطيع العناصر الأخرى تكوين روابط. أُنظر إلى مستويات الطّاقة لكلّ من العناصر: الهيليوم، والنّيون، والأرجون، والكريبتون المبيّنة **بالشّكل 1-18**. ما هو القاسم المشترك بينها؟

الشّكل 1-18 مستويات الطّاقة لكلّ من الغازات النّبيلة الأربعة الأولى.



أُنظر إلى الأفلاك الّتي تمثّل أعلى عدد كمّ رئيس. للهيليوم الفلك (s) فقط، ولكنّ هذا الفلك (s) ممتلئ كليًّا. أمّا النّيون والأرجون والكريبتون، فجميعها لديها مستوى الطّاقة الأعلى ممتلئ كليًّا. (الشّكل 1-19).

ممتلئ	ممتلئ	ممتلئ	ممتلئ
$1s^2$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$
الهيليوم	النيون	الأرجون	الكريبتون

الشّكل 1-19 التّوزيع الإلكترونيّ للغازات النّبيلة.

العناصر الّتي لديها مستويات طاقة ممتلئة كليًّا، يكون لها أدنى طاقة كامنة لذلك لا تكوّن روابط كيميائيّة.

الذّرّة الّتي لديها مستويات طاقة ممتلئة تمتاز بطاقة كامنة في حدّها الأدنى بسبب الاستقرار الخاصّ بترتيبها الإلكترونيّ، لذلك لا يمكنها إنقاص طاقتها لتكوّن رابطة كيميائيّة. لجميع ذرّات الغازات النّبيلة مستويات طاقة ممتلئة كليًّا؛ ولهذا، فإنّ هذه العناصر لا تكوّن روابط بسهولة.

مثال 2

السؤال: اكتب التّوزيع الإلكترونيّ لعنصر السّيليكون $_{14}Si$ بدلالة الغاز النبيل.

الحلّ: لعنصر السّيليكون 14 إلكترونًا.

1. استخدم المخطّط في الشّكل 1-17 لمعرفة ترتيب ملء المستويات الفرعيّة، وتحديد سعة كلّ مستوى فرعيّ.
2. إبدأ بملء المستويات الفرعيّة من الأدنى طّاقة إلى الأعلى طاقة، على أن تملأ كلّ مستوى فرعيّ كليًّا قبل الانتقال إلى المستوى الفرعيّ الّذي يليه حتّى تصل إلى ملء 12 إلكترونًا؛ وذلك للسبب الآتي: إذا امتلأ المستوى الفرعيّ 3p، يصبح عدد الإلكترونات أكثر من 14 إلكترونًا.
3. ضع الإلكترونيّن الاثنين المتبقيين في المستوى الفرعيّ 3p.

السّيليكون 14 إلكترونًا ← 12 إلكترونًا وإلكترونان اثنان في المستوى الفرعي 3p

الجواب

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

وبما أن المستويات الفرعية $1s^2 2s^2 2p^6$ تمثل التوزيع الإلكتروني لعنصر النيون فإن توزيع السليكون يصبح $[Ne]3s^2 3p^2$

فلزّات المجموعة 1 والمجموعة 2

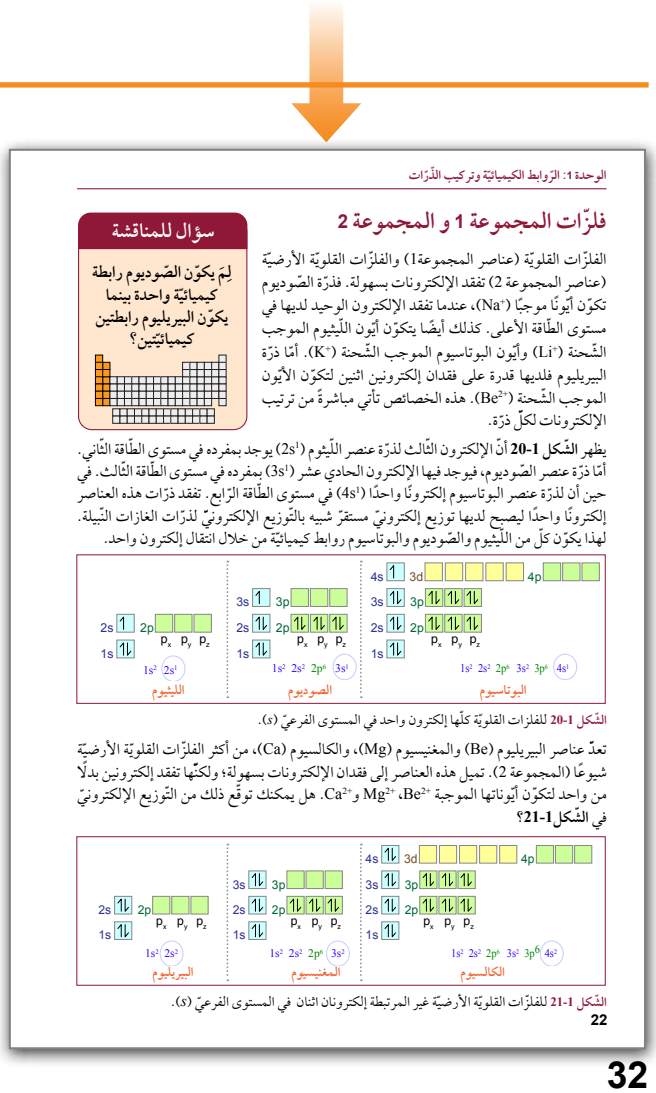
السبب الأساسي لتدريس هاتين المجموعتين هو أنهما تنتجان أيونات تحمل الشحنة (1+)، و(2+) على التوالي. وهذا يسهل تفسيره من خلال التوزيع الإلكتروني لكل من عناصر هاتين المجموعتين. ناقش السؤال أعلى الصفحة، ثم اسأل:

- كيف تكوّن هذه العناصر روابط كيميائية؟

أنت تبحث عن الحقيقة التي تنص على أن عناصر المجموعة الأولى (1) تكوّن أيونات تحمل الشحنة (1+)، وأن عناصر المجموعة الثانية (2) تكوّن أيونات تحمل الشحنة (2+).

- من خلال التوزيع الإلكتروني، هل تعرف كيف يحدث ذلك؟ وكيف تصل هذه العناصر إلى التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل؟

يفقد كل عنصر ينتمي إلى المجموعة الأولى (1) إلكترونًا واحدًا، في حين يفقد كل عنصر ينتمي إلى المجموعة الثانية (2) إلكترونين اثنين، ليصل كل منهما إلى التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل، ويصبح أكثر استقرارًا.



الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

فلزّات المجموعة 1 و المجموعة 2

سؤال للمناقشة

لِمَ يكوّن الصّوديوم رابطة كيميائيّة واحدة بينما يكوّن البيريليوم رابطتين كيميائيّتين؟

الفلزّات القلويّة (عناصر المجموعة1) والفلزّات القلويّة الأرضيّة (عناصر المجموعة 2) تفقد الإلكترونات بسهولة. فذرّة الصّوديوم تكوّن أيونًا موجبًا (Na^+)، عندما تفقد الإلكترون الوحيد لديها في مستوى الطّاقة الأعلى. كذلك أيضًا يتكوّن أيون اللّيثيوم الموجب الشّحنة (Li^+) وأيون البوتاسيوم الموجب الشّحنة (K^+). أمّا ذرّة البيريليوم فلديها قدرة على فقدان إلكترونين اثنين لتكوّن الأيون الموجب الشّحنة (Be^{2+}). هذه الخصائص تأتي مباشرةً من ترتيب الإلكترونات لكلّ ذرّة.

يظهر **الشّكل 1-20** أنّ الإلكترون الثّالث لذرّة عنصر اللّيثوم ($2s^1$) يوجد بمفرده في مستوى الطّاقة الثّاني. أمّا ذرّة عنصر الصّوديوم، فيوجد فيها الإلكترون الحادي عشر ($3s^1$) بمفرده في مستوى الطّاقة الثّالث. في حين أن لذرّة عنصر البوتاسيوم إلكترونًا واحدًا ($4s^1$) في مستوى الطّاقة الرّابع. تفقد ذرّات هذه العناصر إلكترونًا واحدًا ليصبح لديها توزيع إلكترونيّ مستقرّ شبيه بالتّوزيع الإلكترونيّ لذرّات الغازات النّبيلة. لهذا يكوّن كلّ من اللّيثيوم والصّوديوم والبوتاسيوم روابط كيميائيّة من خلال انتقال إلكترون واحد.

الشّكل 1-20 للفلزات القلويّة كلّها إلكترون واحد في المستوى الفرعيّ (s).

تعدّ عناصر البيريليوم (Be) والمغنيسيوم (Mg)، والكالسيوم (Ca)، من أكثر الفلزّات القلويّة الأرضيّة شيوعًا (المجموعة 2). تميل هذه العناصر إلى فقدان الإلكترونات بسهولة؛ ولكنّها تفقد إلكترونين بدلًا من واحد لتكوّن أيوناتها الموجبة Be^{2+}، Mg^{2+} وCa^{2+}. هل يمكنك توقّع ذلك من التّوزيع الإلكترونيّ في **الشّكل 1-21**؟

الشّكل 1-21 للفلزّات القلويّة الأرضيّة غير المرتبطة إلكترونان اثنان في المستوى الفرعيّ (s).

22

الهالوجينات

السبب الأساسي لتدريس الهالوجينات في المرحلة التالية، هو أنها تُنتج أيونات تحمل الشحنة (1-)، ممّا يسهل تفسير ذلك من خلال التوزيع الإلكتروني. ناقش السؤال الوارد أعلى الصفحة، ثم اسأل:

- «كيف تكوّن هذه العناصر روابط كيميائية؟».

تميل هذه العناصر إلى تكوين أيونات تحمل الشحنة (1-).

- كلِّف الطلاب كتابة التوزيع الإلكتروني لأحد عناصر هذه المجموعة، ثم اسأل: ما سبب ميل هذه العناصر إلى تكوين أيّونات تحمل الشحنة (1-)؟ كيف تصل هذه العناصر إلى توزيع إلكتروني مماثل لأحد عناصر الغازات النبيلة؟ ولماذا؟

كل عنصر منها يكسب إلكترونًا واحدًا ليصل إلى توزيع إلكتروني مماثل لأحد عناصرالغازات النبيلة، ويصبح أكثر استقرارًا.

الدرس 1-2: التّوزيع الإلكترونيّ

الهالوجينات

سؤال للمناقشة

لماذا تكوّن الهالوجينات رابطة كيميائيّة واحدة فقط؟

الهالوجينات (عناصر المجموعة 17) تتضمّن الفلور(F)، والكلور (Cℓ)، والبروم (Br) واليود (I). هذه العناصر شديدة التّفاعل، وتقع في المجموعة التي تسبق مجموعة الغازات النّبيلة في الجدول الدّوريّ. على عكس الفلزّات، تميل الهالوجينات إلى اكتساب الإلكترونات بدلًا من فقدانها. لذلك يكوّن الفلور الأيون السّالب (F^-)، ويكوّن الكلور الأيون السّالب ($C\ell^-$)، ويكوّن البروم الأيون السّالب (Br^-)، ويكوّن اليود الأيون السّالب (I^-).

يبيّن الشّكل 22-1 التّوزيع الإلكترونيّ لثلاثة من عناصر الهالوجينات الواردة مسبقًا. هل يمكنك أن تتوقّع سبب ميل هذه العناصر إلى اكتساب إلكترون واحد؟

الفلور — الكلور — البروم

الشّكل 22-1 التّوزيع الإلكترونيّ للهالوجينات الثّلاثة الأولى Br، و Cℓ و F.

لدى اكتساب الهالوجينات الكتروناً واحداً إلكترون واحد، تحقّق أدنى مستوى طاقة، وذلك بحصولها على توزيع إلكترونيّ مستقرّ (أعلى مستوى طاقة ممتلئ كلّيًا بالإلكترونات). حيث يحقّق جذب إلكترون طاقة أفضل للذرّات؛ ممّا يفسّر النشاطية الشّديدة للهالوجينات، وعدم وجودها كعناصر نقيّة في الطّبيعة.

حيث تكوّن الهالوجينات مركّبات أيّونيّة بسهولة، من خلال كسب إلكترون واحد من عنصر آخر.

الذّرّات ذات مستويات طاقة غير مكتملة، تكوّن روابط كيميائيّة، وتحصل بذلك على مستويات طاقة ممتلئة بالكامل، وبالتّالي تصبح أكثر استقرارًا كيميائيًّا.

يُفسّر التوزيع الالكتروني للغازات النّبيلة، والفلزّات القلويّة، والهالوجينات، وسواها من مجموعات العناصر في الجدول الدّوريّ، كيفيّة حدوث التّرابط الكيميائيّ بين العناصر؛ إذ تكوّن الذّرّات الرّوابط الكيميائيّة من خلال مشاركة الإلكترونات أو فقدانها أو اكتسابها، للوصول الى مستويات طاقة ممتلئة كلّيًا.

23

التّوزيع الإلكتروني للأيّونات

لمَ يُعدُّ تكوّن أيونات كل من الصوديوم والفلور مثالًا مناسبًا ونموذجيًّا، يبيِّن كيف تكوِّن الذَّرات روابط كيميائية؟ ناقش السؤال أعلى الصفحة، ثم:

- اعرض المخطط، الذي يبيّن تكوّن الأيونات، الوارد في الصفحة 24. سل الطلاب: «هل يستطيع أي منكم تفسير هذه المخططات؟».

إن فقد إلكترون واحد من ذرّة الصوديوم (Na) يعطي أيون الصوديوم (Na^+) التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل. وكسب إلكترون واحد من ذرّة الفلور (F) يحقِّق الأمر نفسه لأيون الفلور (F^-).

- سل: «كيف يكون أيّون ما مشابهًا للغاز النبيل؟».

هذا الأيون يمتلك التوزيع الإلكتروني نفسه الذي يمتلكه الغاز النبيل.

- كلِّف الطلاب كتابة التوزيع الإلكتروني لأيّونات أخرى، كأيون الكلوريد ($C\ell^-$) والمغنيسيوم (Mg^{2+}) والأكسيد (O^{2-}) وسواها؛ حيث يستخدم الطالب النمط في الشكل 1-23.

الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

التّوزيع الإلكترونيّ للأيّونات

سؤال للمناقشة

كيف تكتب التّوزيع الإلكترونيّ للأيّونات؟

تتكوّن الأيّونات نتيجة اكتساب الذّرّات للإلكترونات، أو فقدها لها، لذلك يختلف عدد إلكتروناتها عن عدد بروتوناتها. لأيّون الصّوديوم، على سبيل المثال، شحنة (+1)؛ ممّا يعني أنّ ذرّة الصّوديوم قد فقدت إلكترونًا واحدًا، وبذلك يقل عدد الإلكترونات في أيّون الصّوديوم عن عدد البروتونات بواحد. أمّا أيّون الفلوريد فشحنته (-1)؛ أيّ إنّه قد اكتسب إلكترونًا، وبذلك يزداد عدد الإلكترونات في أيّون الفلوريد عن عدد البروتونات بواحد.

لذرّة الصّوديوم (11) إلكترونًا. أمّا أيّون الصّوديوم فله (10) إلكترونات؛ لذلك يحدّد التّوزيع الإلكترونيّ لهذا الأيّون بـ (10) إلكترونات. يظهر **الشّكل 1-23** أنّ التّوزيع الإلكترونيّ لـ Na^+ هو: $1s^2 2s^2 2p^6$.

لذرّة الفلور (9) إلكترونات. في حين أن لأيّون الفلوريد (10) إلكترونات؛ لذلك يحدّد التّوزيع الإلكترونيّ لهذا الأيّون بـ 10 إلكترونات. يظهر **الشّكل 1-23** أن التّوزيع الإلكترونيّ لـ F^- هو: $1s^2 2s^2 2p^6$.

الشّكل 1-23 التّوزيع الإلكترونيّ لكلّ من أيّون الصّوديوم Na^+ وأيّون الفلوريد F^-.

التّوزيع الإلكترونيّ للأيّون هو التّوزيع الإلكترونيّ لذرّة عنصر لديها عدد إلكترونات ذلك الأيّون.

لكلّ من أيّون الصّوديوم Na^+، وأيّون الفلوريد F^- التّوزيع الإلكترونيّ المماثل للتّوزيع الإلكترونيّ لذرّة النّيون الّتي لديها 10 إلكترونات. فالتّوزيع الإلكترونيّ للأيّون يكون مماثلًا للتّوزيع الإلكترونيّ لأقرب غاز نبيل. وهذا يعود إلى أنّ الذّرّات تفقد الإلكترونات، أو تكتسبها لتصل الى التّوزيع الإلكترونيّ للغاز النّبيل الأدنى بالطّاقة. أيّون Na^+، وأيّون F^-، وذرّة Ne جميعها متساوية في عدد الإلكترونات Isoelectric أيّ إنّ لديها التّوزيع الإلكترونيّ نفسه.

24

الفلزّات الانتقالية

كلما ابتعدت الإلكترونات عن النواة، تقلّ الاختلافات في الطاقة بين الأفلاك. فالفلزّات الانتقالية تمتلك إلكترونات موجودة في أفلاك من نوع d، حيث تكون الاختلافات في الطاقة قليلة جدًا، إلى درجة امتلاك هذه العناصر أنماط ترابط كيميائية معقّدة.

- تمتلئ أفلاك 3d بعد أفلاك 4s، وقبل أفلاك 4p في الغالب.
- الاستثناءات في ترتيب الإلكترونات في الأفلاك تكون لعُنصرَيِ الكروم والنحاس اللذين يقعان في الدورة الرابعة؛ ففيهما يتم ملء أفلاك 3d بالإلكترونات بعد $4s^1$. كما أن هنالك استثناءات أكثر موجودة في الدورة الخامسة.
- حُلّ المثال 3 الوارد في الصفحة 25، ثم ادعُ الطلاب إلى كتابة التوزيع الإلكتروني لعناصر الخارصين والكروم والحديد.

الدرس 1-2: التّوزيع الإلكترونيّ

الفلزّات الانتقاليّة (السّلسلة الانتقاليّة الأولى)

الإلكترونات الموجودة في المستويين الفرعيّين 4s و 3d لها طاقة متقاربة. وهذا ينطبق أيضًا، على طاقة الإلكترونات الموجودة في المستويين الفرعيّين 5s و 4d. فالمستوى الفرعي 4s له طاقة أقل بقليل من المستوى الفرعي 3d لذلك تملأ الالكترونات المستوى الفرعي 4s أولاً ثم المستوى الفرعي 3d. مع ذلك نجد بعض الاستثناءات في التوزيع الالكتروني لبعض الفلزات الانتقالية كما هو الحال لعنصري الكروم $_{24}Cr$ و النحاس $_{29}Cu$ (الشكل 24-1)

الشّكل 1-24 التّوزيع الإلكترونيّ لفلزات السلسلة الانتقالية الأولى. لاحظ التّداخل بين المستويين الفرعيّين s و d.

في حالة عنصر الكروم (Cr)، يتوقّع أن يكون له التوزيع الإلكتروني $[Ar]4s^2\ 3d^4$. لكن التّوزيع الإلكتروني الفعليّ هو $[Ar]4s^1\ 3d^5$ لأن أفلاك 4s، 3d عندما تكون نصف ممتلئة يكون العنصر أكثر استقرارًا وأقلّ طاقة. وفي حالة عنصر النّحاس (Cu)، يتوقّع أن يكون التوزيع الإلكتروني $[Ar]4s^2\ 3d^9$. لكنّ التّوزيع الإلكتروني الفعلي له $[Ar]4s^1\ 3d^{10}$، لأن الفلك $4s^1$ نصف ممتلئ بالإلكترونات و $3d^{10}$ ممتلئ بالإلكترونات، فيكون العنصر أكثر استقرارًا وأقلّ طاقة.

تكون الذّرّة في وضع أكثر استقرارًا وأقلّ طاقة عندما يكون المستوى الفرعيّ (d) نصف ممتلئ (d^5) بالإلكترونات، أو ممتلئ (d^{10})، أو فارغ من الإلكترونات (d^0).

مثال 3

المسألة: ما التّوزيع الإلكترونيّ لعنصر الكوبلت $_{27}Co$؟ أكتبه بدلالة الغاز النبيل.

الحلّ: لعنصر الكوبلت 27 إلكترونًا.

اِستخدم المخطّط في **الشّكل 1-17**، الصفحة 18 لمعرفة ترتيب ملء المستويات الفرعيّة، وتحديد سعة كلّ مستوى فرعيّ.

يكتب التّوزيع الإلكترونيّ لعنصر الكوبلت كالآتي:

$1s^2 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^7$

أو $[Ar]4s^2\ 3d^7$

25

إلكترونات التّكافؤ

- سل الطلاب: هل تشارك الإلكترونات جميعها في الروابط الكيميائية، أم بعضها فقط؟
بعض الإلكترونات فقط تشارك في الروابط الكيميائية. فالمثال، الذي يحتوي على الأيونات، يوضح بشكل عملي أي منها يشارك.
- سل: أي إلكترونات الذرّة يشارك في الترابط الكيميائي؟ وأي منها لا يشارك؟ يمكنك رسم التوزيع الإلكتروني للمغنيسيوم بوصفه مثالًا توضيحيًا.
الهدف هنا أن يخرج الطلاب بتعريف مفهوم إلكترونات التكافؤ. وجّه المناقشة لتوضيح الأفكار. فالإلكترونات التي تقع في الفلك 1s لعنصر المغنيسيوم، مثلًا، لا تتغيّر عندما يتكوّن الأيون Mg^{2+}.
- ذكّر الطلاب أن عدد إلكترونات التكافؤ للمجموعة الواحدة هو نفسه لجميع عناصر هذه المجموعة، فعدد إلكترونات تكافؤ المجموعة 17، مثلًا، هو 7.
- اكتب التوزيع الإلكتروني لعدد من العناصر، ثم اطرح السؤالين الآتيين:

– ما العلاقة بين التوزيع الإلكتروني لكل عنصر ورقم مجموعته في الجدول الدوري وإلكترونات التكافؤ؟

– ما علاقة ذلك بعدد الإلكترونات في المستويين s و p؟

الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

إلكترونات التّكافؤ

الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة في ذرّة عنصر ما تسمّى إلكترونات التكافؤ Valence electrons، وهي تعدّ الأبعد عن نواة هذه الذّرّة. فالكربون ($1s^2 2s^2 2p^2$)، مثلًا، له أربعة إلكترونات تكافؤ. فالمستوى الأعلى للطّاقة هو 2، وفي هذا المستوى إلكترونان اثنان في المستوى الفرعيّ (s)، وإلكترونان اثنان في المستوى الفرعيّ (p).

لا تشمل إلكترونات التّكافؤ، الإلكترونات المتوافرة في مستويات الطّاقة الممتلئة كلّيًا والتي تقع تحت مستوى الطّاقة الخارجي، علمًا أنّ جميع الإلكترونات في المستويات الدّاخليّة مرتبطة بنواة الذّرّة ارتباطًا شديدًا، ممّا يجعلها لا تسهم في تكوين روابط كيميائيّة. مثال على ذلك، لا يمكن أن يُعدّ الإلكترونان في مستوى الطّاقة الأوّل في ذرّة عنصر الكربون (1s) كإلكترونَيْ تكافؤ، وبالتّالي، فهما لا يتشاركان في الرّوابط الكيميائيّة الّتي يمكن أن يشكّلها عنصر الكربون.

قواعد تحديد عدد إلكترونات التّكافؤ

(1) إبدأ بكتابة التّوزيع الإلكترونيّ للذّرّة على مستوى الطّاقة الاعتياديّ.

المغنيسيوم ($_{12}Mg$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

الكلور ($_{17}C\ell$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

(2) حدد الأفلاك الموجودة في مستوى الطاقة الخارجي، تجاهل الإلكترونات جميعها في مستويات الطّاقة الممتلئة.

$1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2}$

$1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2 3p^5}$

(3) الإلكترونات، الموجودة في أعلى مستوى طاقة مشغول بالإلكترونات، هي إلكترونات التّكافؤ.

للمغنيسيوم إلكترونا تكافؤ $1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2}$

للكلور سبعة إلكترونات تكافؤ $1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2 3p^5}$

إلكترونات التّكافؤ هي الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة ممتلئ بالكامل أو جزئيًّا

يتزايد عدد إلكترونات التّكافؤ عندما نتّجه من يسار الجدول الدّوريّ إلى يمينه (**الشّكل 1-25**). فالفلزات القلويّة (عناصر المجموعة 1) لها إلكترون تكافؤ واحد. أمّا الهالوجينات (عناصر المجموعة 17) فلها سبعة إلكترونات تكافؤ، في حين أن للغازات النّبيلة (المجموعة 18) ثمانية إلكترونات تكافؤ باستثناء الهيليوم.

الشّكل 1-25 إلكترونات التّكافؤ تختلف عبر الجدول الدّوريّ.

26

تعريف التكافؤ

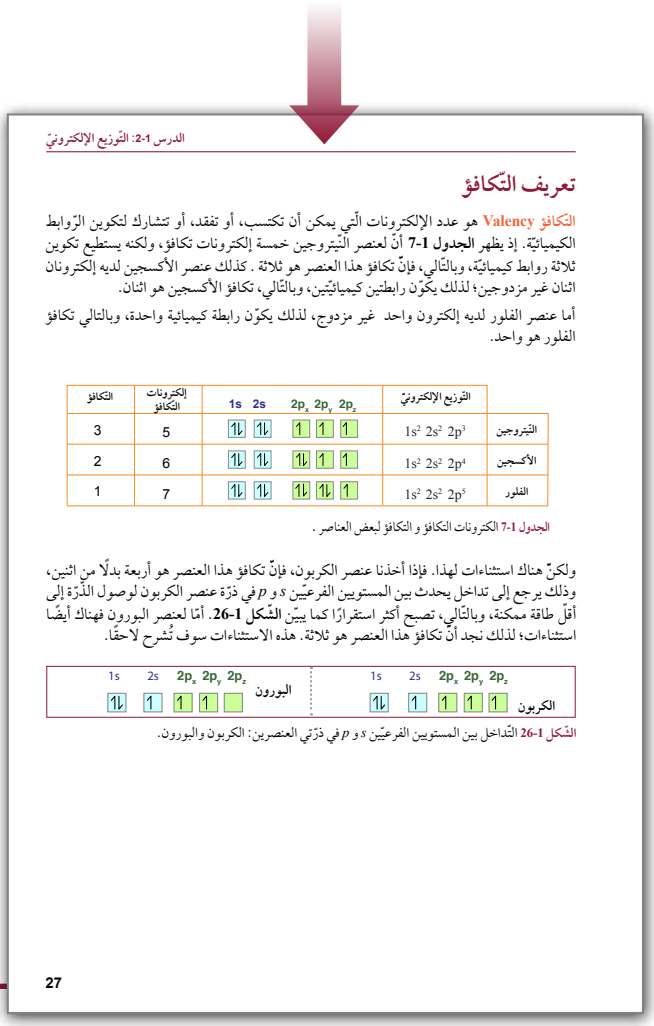
حان الوقت لمناقشة كل من البورون، والنيتروجين، والأكسجين، والكربون.

- سلْ: كم رابطة يكوِّنها عنصر البورون؟ وكم رابطة يكوِّنها عنصر الكربون؟ **ثلاثة، وأربعة كما هو متوقع.**
- سلْ: كم رابطة يكوِّنها عنصر النيتروجين؟ **ثلاث إلكترونات تكافؤ مفردة، وزوج من الإلكترونات الحرة، فهو لا يكوِّن روابط بسهولة. الإلكترونات الثلاثة المفردة، هي وحدها التي تكوّن الروابط. لذا يميل عنصر النيتروجين إلى تكوين ثلاث روابط.**
- التكافؤ هو عدد الإلكترونات التي يمكن أن تكتسب أو تفقد أو تتشارك، لتكوين الروابط الكيميائية. ادعُ الطلاب إلى توقّع تكافؤ عنصر الأكسجين (2).
- اكتب التوزيع الإلكتروني لعدد من العناصر في الدورة الثانية من الجدول الدوري، وادعُ الطلاب إلى تحديد عدد إلكترونات التكافؤ وتكافؤ كل عنصر.
- طرح العالم هوند عام 1927، في نتائج تجريبية توصّل إليها، أن الإلكترونات تملأ أفلاك المستوى الفرعي الواحد بصورة فردية باتجاه الغزل نفسه، ثم تبدأ بالازدواج في الأفلاك تباعًا، بعد ذلك باتجاه غزل معاكس.

- اطرح السؤالين الآتيين على الطلاب:

  – كيف تتوزّع الإلكترونات في أفلاك الذرّة؟

  – ما نص قاعدة هوند؟
- استمع إلى إجاباتهم، وناقشهم بها للتوصُّل إلى نص القاعدة.
- وبعد كتابة التوزيع الإلكتروني لبعض الذرّات بحسب قاعدة هوند، اطلب تحديد عدد الإلكترونات المفردة.
- وجّه الطلاب إلى كتابة التوزيع الإلكتروني لعنصر الفلور بالأسلوب نفسه الوارد في الصفحة (27) من كتاب الطالب.
- كلِّف بعض الطلاب كتابة توزيع الإلكترونات لبعض العناصر، بحسب قاعدة هوند على السبّورة.



تمثيل لويس النّقطيّ للعناصر

- قدِّم الفكرة برسم رموز العناصر الواقعة في الدورتين الأولى والثانية من الجدول الدوري، ثم إضافة نقاط تعبر عن الإلكترونات في تمثيل لويس إلى العناصر الثلاثة الأولى.
- تمثِّل كل نقطة إلكترون تكافؤ، وتمثل كل نقطة غير مرتبطة إلكترون تكافؤ، يمكن أن يكوِّن رابطة كيميائية.
- دع الطلاب يخبروك كيفية رسم النقاط للعناصر المتبقية، وصولًا إلى عنصر النيون.
- ارسم بعد ذلك عناصر الدورة الثالثة، ودع الطلاب يخبروك كيفية إضافة النقاط إليها، موضحًا أن هذه النقاط لا تمثل الإلكترونات جميعها، بل تمثل إلكترونات التكافؤ فقط.
- ادعُ الطلاب إلى كتابة تمثيل لويس النقطي للعناصر التي كتبت توزيعاتها الإلكترونية سابقًا.

اختر واحدًا من تمثيل لويس النقطي الوارد في (الشكل 27-1) مثال الأكسجين :Ö: ثم اطرح السؤالين الآتيين:

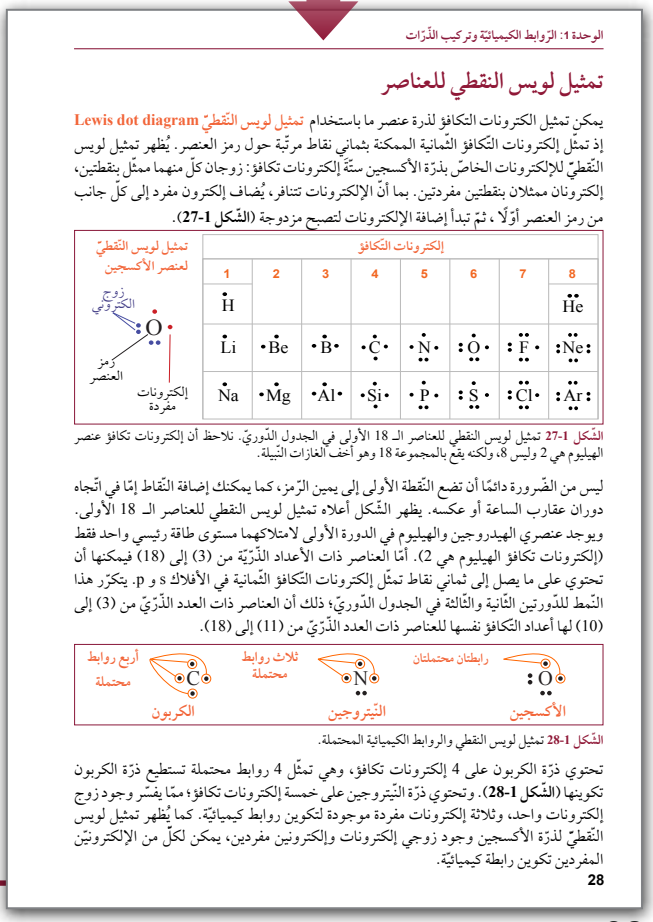
– حدِّد العدد الذرّي لهذا العنصر، علمًا أنه يقع في الدورة الثانية من الجدول الدوري **(8)**.

– اكتب التوزيع الإلكتروني لهذا العنصر، ثم حدّد إلكترونات التكافؤ له وتكافؤه.

$1s^2\,2s^2\,2p^4$

إلكترونات التكافؤ = 6

التكافؤ = 2



الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

تمثيل لويس النقطي للعناصر

يمكن تمثيل الكترونات التكافؤ لذرة عنصر ما باستخدام تمثيل لويس النّقطيّ **Lewis dot diagram**
إذ تمثّل إلكترونات التّكافؤ الثّمانية الممكنة بثماني نقاط مرتّبة حول رمز العنصر. يُظهر تمثيل لويس النّقطيّ للإلكترونات الخاصّ بذرّة الأكسجين ستّة إلكترونات تكافؤ: زوجان كلّ منهما ممثّل بنقطتين، إلكترونان ممثلان بنقطتين مفردتين. بما أنّ الإلكترونات تتنافر، يُضاف إلكترون مفرد إلى كلّ جانب من رمز العنصر أوّلًا ، ثمّ تبدأ إضافة الإلكترونات لتصبح مزدوجة (الشّكل 1-27).

تمثيل لويس النّقطيّ لعنصر الأكسجين	إلكترونات التّكافؤ							
	1	2	3	4	5	6	7	8
زوج الكترونيّ، رمز العنصر، إلكترونات مفردة	Ḣ							Ḧe:
	L̇i	·B̈e·	·Ḃ·	·Ċ·	·N̈·	:Ö·	:F̈·	:N̈e:
	Ṅa	·M̈g·	·Ȧl·	·Ṡi·	·P̈·	:S̈·	:C̈l·	:Ar̈:

الشّكل 1-27 تمثيل لويس النقطي للعناصر الـ 18 الأولى في الجدول الدّوريّ. نلاحظ أن إلكترونات تكافؤ عنصر الهيليوم هي 2 وليس 8، ولكنه يقع بالمجموعة 18 وهو أخف الغازات النّبيلة.

ليس من الضّرورة دائمًا أن تضع النّقطة الأولى إلى يمين الرّمز، كما يمكنك إضافة النّقاط إمّا في اتّجاه دوران عقارب الساعة أو عكسه. يظهر الشّكل أعلاه تمثيل لويس النقطي للعناصر الـ 18 الأولى. ويوجد عنصري الهيدروجين والهيليوم في الدورة الأولى لامتلاكهما مستوى طاقة رئيسي واحد فقط (إلكترونات تكافؤ الهيليوم هي 2). أمّا العناصر ذات الأعداد الذّرّيّة من (3) إلى (18) فيمكنها أن تحتوي على ما يصل إلى ثماني نقاط تمثّل إلكترونات التّكافؤ الثّمانية في الأفلاك s و p. يتكرّر هذا النّمط للدّورتين الثّانية والثّالثة في الجدول الدّوريّ؛ ذلك أن العناصر ذات العدد الذّرّيّ من (3) إلى (10) لها أعداد التّكافؤ نفسها للعناصر ذات العدد الذّرّيّ من (11) إلى (18).

الشّكل 1-28 تمثيل لويس النقطي والروابط الكيميائية المحتملة.

تحتوي ذرّة الكربون على 4 إلكترونات تكافؤ، وهي تمثّل 4 روابط محتملة تستطيع ذرّة الكربون تكوينها (الشّكل 1-28). وتحتوي ذرّة النّيتروجين على خمسة إلكترونات تكافؤ؛ ممّا يفسّر وجود زوج إلكترونات واحد، وثلاثة إلكترونات مفردة موجودة لتكوين روابط كيميائيّة. كما يُظهر تمثيل لويس النّقطيّ لذرّة الأكسجين وجود زوجي إلكترونات وإلكترونين مفردين، يمكن لكلّ من الإلكترونيّن المفردين تكوين رابطة كيميائيّة.

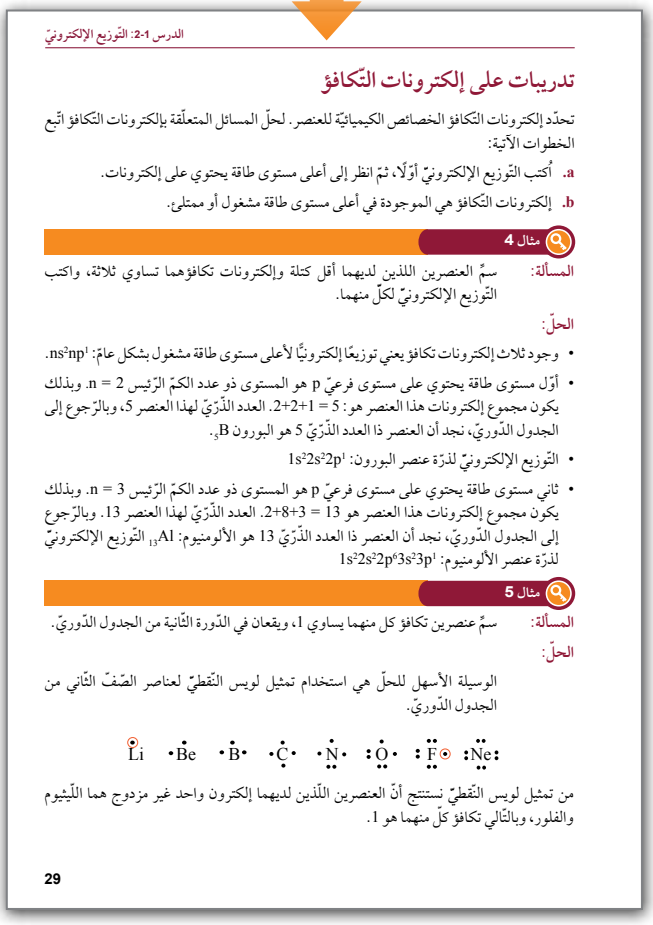
28

تدريبات على إلكترونات التكافؤ

- حلّ المثالين، لتحديد إلكترونات التكافؤ، والتكافؤ.
- خصِّص المثال (4) لإيجاد العناصر التي لها العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ، حيث يساعد عدد إلكترونات التكافؤ والدورة على إيجاد العدد الذرّي للعنصر. لذلك يمكن تحديد العنصر.
- وضّح أن تلك العناصر ستمتلك خصائص كيميائية متماثلة. فجميع العناصر التي لها إلكترونا تكافؤ، مثلًا، تتحد بنسبة 1:1 مع عنصر الأكسجين، لتكوّن مركبات أيونية ثنائية.
- يوضِّح المثال (5) طريقة لاستخدام نقاط لويس، بغية تفسير الفرق بين إلكترونات التكافؤ والتكافؤ.

نشاط حول التوزيع الإلكتروني

- الهدف من هذا النشاط هو تدريب الطلاب عمليًّا على التعامل مع التوزيعات الإلكترونية في سياقات مختلفة.
- والمفيد بشكل خاص هو جعلهم يملؤون المخطط بـ «إلكترونات في هيئة أسهم»، ثم تحويلها إلى إلكترونات تكافؤ، وتكافؤ.
- يُفترض أن يستغرق تنفيذ النشاط نصف حصة دراسيّة تقريبًا.



الدرس 1-2: التّوزيع الإلكترونيّ

تدريبات على إلكترونات التّكافؤ

تحدّد إلكترونات التكافؤ الخصائص الكيميائيّة للعنصر. لحلّ المسائل المتعلّقة بإلكترونات التّكافؤ اتّبع الخطوات الآتية:

a. أكتب التّوزيع الإلكترونيّ أوّلًا، ثمّ انظر إلى أعلى مستوى طاقة يحتوي على إلكترونات.

b. إلكترونات التّكافؤ هي الموجودة في أعلى مستوى طاقة مشغول أو ممتلئ.

مثال 4

المسألة: سمِّ العنصرين اللذين لديهما أقل كتلة وإلكترونا تكافؤهما تساوي ثلاثة، واكتب التّوزيع الإلكترونيّ لكلّ منهما.

الحلّ:

- وجود ثلاث إلكترونات تكافؤ يعني توزيعًا إلكترونيًّا لأعلى مستوى طاقة مشغول بشكل عام: ns^2np^1.
- أوّل مستوى طاقة يحتوي على مستوى فرعيّ p هو المستوى ذو عدد الكمّ الرّئيس $n = 2$. وبذلك يكون مجموع إلكترونات هذا العنصر هو: $2+2+1 = 5$. العدد الذّرّيّ لهذا العنصر 5، وبالرّجوع إلى الجدول الدّوريّ، نجد أن العنصر ذا العدد الذّرّيّ 5 هو البورون $_5B$.
- التّوزيع الإلكترونيّ لذرّة عنصر البورون: $1s^2 2s^2 2p^1$
- ثاني مستوى طاقة يحتوي على مستوى فرعيّ p هو المستوى ذو عدد الكمّ الرّئيس $n = 3$. وبذلك يكون مجموع إلكترونات هذا العنصر هو $2+8+3 = 13$. العدد الذّرّيّ لهذا العنصر 13. وبالرّجوع إلى الجدول الدّوريّ، نجد أن العنصر ذا العدد الذّرّيّ 13 هو الألومنيوم: $_{13}Al$ التّوزيع الإلكترونيّ لذرّة عنصر الألومنيوم: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

مثال 5

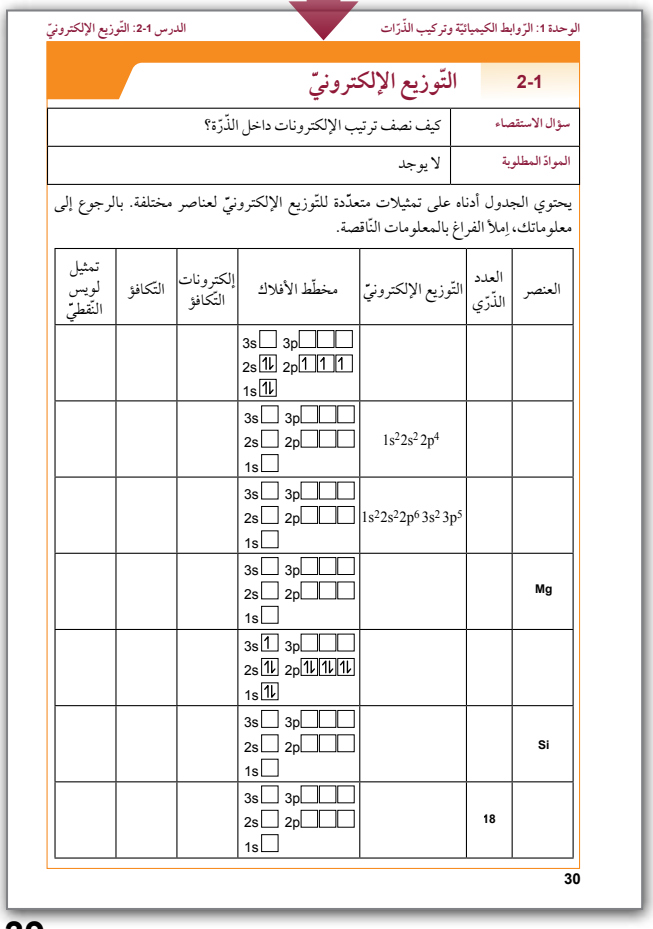
المسألة: سمِّ عنصرين تكافؤ كل منهما يساوي 1، ويقعان في الدّورة الثّانية من الجدول الدّوريّ.

الحلّ:

الوسيلة الأسهل للحلّ هي استخدام تمثيل لويس النّقطيّ لعناصر الصّفّ الثّاني من الجدول الدّوريّ.

من تمثيل لويس النّقطيّ نستنتج أنّ العنصرين اللّذين لديهما إلكترون واحد غير مزدوج هما اللّيثيوم والفلور، وبالتّالي تكافؤ كلّ منهما هو 1.

29



الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات — الدرس 1-2: التّوزيع الإلكترونيّ

2-1 التّوزيع الإلكترونيّ

سؤال الاستقصاء	كيف نصف ترتيب الإلكترونات داخل الذّرّة؟
المواد المطلوبة	لا يوجد

يحتوي الجدول أدناه على تمثيلات متعدّدة للتّوزيع الإلكترونيّ لعناصر مختلفة. بالرجوع إلى معلوماتك، إملأ الفراغ بالمعلومات النّاقصة.

العنصر	العدد الذّرّي	التّوزيع الإلكترونيّ	مخطّط الأفلاك	إلكترونات التّكافؤ	التكافؤ	تمثيل لويس النّقطيّ
			3s ☐ 3p ☐☐☐ 2s ↿⇂ 2p ↿ ↿ ↿ 1s ↿⇂			
		$1s^2 2s^2 2p^4$	3s ☐ 3p ☐☐☐ 2s ☐ 2p ☐☐☐ 1s ☐			
		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	3s ☐ 3p ☐☐☐ 2s ☐ 2p ☐☐☐ 1s ☐			
Mg			3s ☐ 3p ☐☐☐ 2s ☐ 2p ☐☐☐ 1s ☐			
			3s ↿ 3p ☐☐☐ 2s ↿⇂ 2p ↿ ↿ ↿ 1s ↿⇂			
Si			3s ☐ 3p ☐☐☐ 2s ☐ 2p ☐☐☐ 1s ☐			
	18		3s ☐ 3p ☐☐☐ 2s ☐ 2p ☐☐☐ 1s ☐			

30

2-1 نشاط حول التوزيع الإلكتروني – تابع

إجابات ورقة العمل حول التوزيعات الإلكترونية

العنصر	العدد الذرّي	التوزيع الإلكترونيّ	مخطّط الأفلاك	إلكترونات التّكافؤ	التّكافؤ	تمثيل لويس النقطيّ
N	7	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	3s ↿⇂ 3p ↿ ↿ ↿ 2s ↿⇂ 2p ↿⇂ ↿ ↿ 1s ↿⇂	5	3	
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	3s ↿⇂ 3p ↿⇂ ↿ ↿ 2s ↿⇂ 2p ↿⇂ ↿ ↿ 1s ↿⇂	6	2	
Cℓ	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	3s ↿⇂ 3p ↿⇂ ↿⇂ ↿ 2s ↿⇂ 2p ↿⇂ ↿⇂ ↿⇂ 1s ↿⇂	7	1	
Mg	12	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$	3s ↿⇂ 3p ↿ ↿ ↿ 2s ↿⇂ 2p ↿⇂ ↿⇂ ↿⇂ 1s ↿⇂	2	2	
Na	11	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	3s ↿ 3p ↿ ↿ ↿ 2s ↿⇂ 2p ↿⇂ ↿⇂ ↿⇂ 1s ↿⇂	1	1	
Si	14	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$	3s ↿⇂ 3p ↿ ↿ ↿ 2s ↿⇂ 2p ↿⇂ ↿⇂ ↿⇂ 1s ↿⇂	4	4	
Ar	18	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	3s ↿⇂ 3p ↿⇂ ↿⇂ ↿⇂ 2s ↿⇂ 2p ↿⇂ ↿⇂ ↿⇂ 1s ↿⇂	8	0	

تقويم الدّرس 1-2 — الإجابات

1. مستعينًا بالجدول الدّوريّ، اكتب رموز العناصر التي ينتهي التّوزيع الإلكترونيّ لديها بِـ p^4.

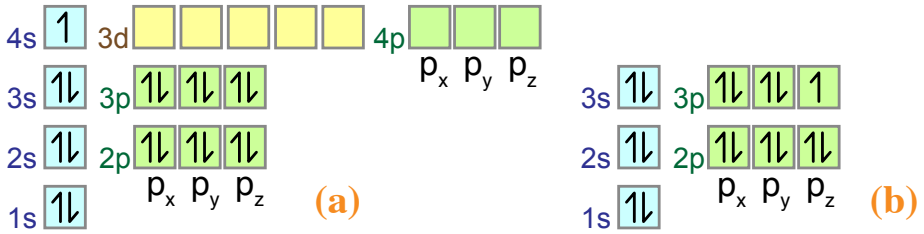
الأكسجين (O)، والكبريت (S)، والسيلينيوم (Se)، لها توزيع إلكتروني يحتوي على 4 إلكترونات تقع في أفلاك p ذات الطاقة العليا، والممتلئة بشكل جزئي.

الأكسجين: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ (O)

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

السيلينيوم: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$ (Se)

2. انظر إلى التوزيعات الإلكترونيّة (a، b) المبيّنة في المخطّط أدناه:



a. أُكتب رموز هذين العنصرين: يمتلك العنصر (a) (19) إلكترونًا. ويتبيَّن من خلال الاستعانة بالجدول الدوري أن العنصر هو البوتاسيوم K، في حين يمتلك العنصر (b) (17) إلكترونًا. ويتبيَّن من خلال الاستعانة بالجدول الدوري للعناصر أن العنصر هو الكلور $C\ell$.

b. أُكتب التّوزيع الإلكترونيّ لكلّ منهما بطريقة اوفباو: بطريقة اوفباو، حيث يجري توزيع الإلكترونات كالآتي:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

c. حدّد عدد إلكترونات التّكافؤ لكلّ عنصر. اِستنتج تكافؤ كلّ منهما: عدد إلكترونات التكافؤ للعنصر (a) وهو البوتاسيوم K، يساوي (1)، وتكافؤه يساوي (1). عدد إلكترونات التكافؤ للعنصر (b) وهو الكلور $C\ell$ يساوي (7)، وتكافؤه يساوي (1).

d. أُكتب تمثيل لويس النّقطيّ لكلّ منهما.

تمثيل لويس النقطي لعنصر البوتاسيوم: $\dot{K}$

وتمثيل لويس النقطي لعنصر الكلور: $:\ddot{C}\ell\cdot$

تقويم الدّرس 1-2 — الإجابات

3. أيّ من العناصر الواردة أدناه ينتهي توزيعه الإلكترونيّ بـ $4s^2$؟

13	3	5	7	8	9	20	12
Al	Li	B	N	O	F	Ca	Mg
ألمونيوم	ليثيوم	بورون	نيتروجين	أكسجين	فلور	كالسيوم	مغنيسيوم

يُفترض بالطلاب أن يعرفوا أن العنصر الذي ينتهي توزيعه بـ $(4s^2)$ ينتمي إلى المجموعة 2، (وسيكون إما المغنيسيوم Mg، وإما الكالسيوم Ca)، ويقع في الدورة الرابعة. ومن خلال الاستعانة بالجدول الدوري، والتوزيع الإلكتروني، يستنتج الطلاب أن العنصر هو الكالسيوم (Ca):
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$.

a. أيّ من العناصر الواردة أعلاه ينتهي توزيعه الإلكترونيّ بـ $4s^2$؟
الكالسيوم Ca

b. ما عدد الكترونات تكافؤ عنصر الأكسجين وتكافؤه؟
عدد إلكترونات التكافؤ لعنصر الأكسيجين تساوي (6)، وتكافؤه (2).

c. أُكتب تمثيل لويس النّقطيّ لعنصر النيتروجين. **$\cdot\ddot{N}\cdot$**

4. كتب طالبٌ التّوزيع الإلكترونيّ الآتي: $1s^2 2s^1 2p^6 3s^1 3p^1$. حدّد خطأ الطالب، واكتب التوزيع الإلكترونيّ الصّحيح لهذا العنصر المكوّن من عدد الإلكترونات ذاته؛ علِّل إجابتك.
يجب أن يكتب الفلك $(2s^1)$ في هيئة $(2s^2)$. وبذلك يكون التوزيع الإلكتروني الصحيح على النحو الآتي: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$، ويكون العنصر هو الصوديوم (Na).

5. اِستخدم التّوزيع الإلكترونيّ لتحديد أيّ من العناصر الآتية يختلف كيميائيًّا عن العناصر الأخرى: الألومنيوم Al، البورون B، الكالسيوم Ca، المغنيسيوم Mg، الجاليوم Ga. علّل إجابتك.
يمتلك كل من الألومنيوم، والبورون، والجاليوم، التوزيع الإلكتروني نفسه لمستوى الطاقة الخارجي، وهو $(ns^2\ np^1)$، أي ثلاثة إلكترونات تكافؤ، أي إن العناصر الثلاثة جميعًا تقع في المجموعة 13 من الجدول الدوري؛ في حين أن المغنيسيوم والكالسيوم مختلفان، لأن كلًّا منهما يمتلك التوزيع الإلكتروني لمستوى الطاقة الخارجي (ns^2)، أي إنهما يقعان في المجموعة (2)؛ لذلك هما متشابهان بالخواص الكيميائية ولكنهما مختلفان عن العناصر الأخرى.

6. ما عدد الإلكترونات الموجودة في مستوى الطّاقة الثّالث لعنصر الفوسفور P؟
خمس إلكترونات

تقويم الدّرس 2-1 — الإجابات

7. إستخدم تمثيل لويس النقطي للإلكترونات المبيّنة أدناه، وقائمة العناصر المرفقة لمطابقة العنصر الصّحيح مع تمثيل لويس النّقطيّ التّابع له:

البورون	المغنيسيوم	الأكسجين	الأرجون	الفوسفور	السيليكون
Mg•	•B•	•Si•	•P•	•O:	:Ar:
(a)	(b)	(c)	(d)	(e)	(f)

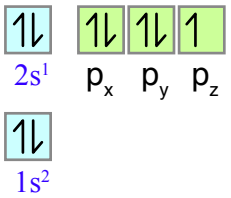
البورون (b)، المغنيسيوم (a)، الأكسجين (e)، الأرجون (f)، الفوسفور (d)، السيليكون (c).

8. ما نصّ قاعدة هوند؟

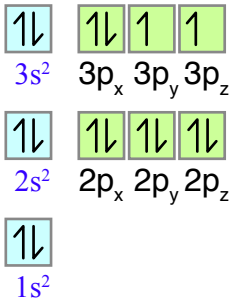
لا يحدث ازدواج بين إلكترونين في مستوى فرعي إلا بعد أن تُشغَل الأفلاك بشكل فردي أولًا.

9. اكتب التّوزيع الإلكترونيّ لعنصر الفلور F، وعنصر الكبريت S، وللأيون Ca^{2+}، بحسب قاعدة هوند.

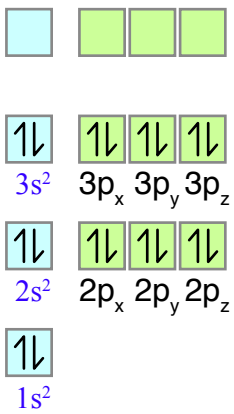
– الفلور: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ (F)



– الكبريت: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$ (S)



– أيون الكالسيوم: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ (Ca^{2+})



إعادة تدريس

ينبغي أن تدرّس أنماط الترابط للعناصر وصولًا إلى العنصر (18)، وهو الآرجون (Ar)، تدريسًا جيدًا، بالتزامن مع النماذج الجزيئية. ابحث عن مجموعة من الكرات، حيث تحتوي الكرات التي تمثّل ذرَّات الهيدروجين جميعها ثقبًا واحدًا؛ وتحتوي الكرات التي تمثِّل ذرّات الأكسجين على ثقبين، والتي تمثِّل ذرّات النيتروجين على ثلاثة ثقوب. أما الكرات التي تمثِّل ذرّات الكربون، فتحتوي على أربعة ثقوب.

يرفع هذا النشاط من مستوى السؤال الطبيعي إلى مستوى «لماذا». فعندما يبني الطلاب جزيئات بسيطة مثل جزيء ثاني أكسيد الكربون، وجزي الماء، سيتعرَّفون فكرة أن العناصر المختلفة تؤدّي إلى تكوين أعداد مختلفة من الروابط الكيميائية. وهذه هي الفكرة التي جرى تفسيرها من خلال التوزيع الإلكتروني.

إثراء

لا تتبع الفلزّات الانتقالية القواعد البسيطة المتعلِّقة بإلكترونات التكافؤ والتكافؤ. يمكن أن يبحث الطلاب في مركّبات الحديد، والنيكل، والنحاس، ليتعرَّفوا أن العناصر الانتقالية تمتلك «حالات تأكسد» مختلفة، وهي تعدّ إحدى الطرائق للقول بأن هذه العناصر تكوّن أعدادًا مختلفة من الروابط.

ادعُ الطلاب إلى حل المسألة المتعلّقة بكيفية تكوين هذه العناصر لروابط كيميائية، وتحديدًا الإلكترونات التي تتشارك في تكوين تلك الروابط؛ وإلى ذكر نوعها وأنواع المُركّبات الناتجة. وأفضل مثالين على ذلك هما FeO، وFe_2O_3. ففي مركَّب FeO يكون تكافؤ ذرّة الحديد (2)، أما في مركَّب Fe_2O_3، فيكون تكافؤها (3).

ملاحظات

الدرس 1-3
الرّوابط الكيميائيّة

مصادر تعلّم الدّرس

الموضوع/ الوقت	المحتوى	موارد كتاب الطالب	موارد كتاب المعلم
الروابط الكيميائية 1 حصة	يحدّد العلاقة بين الرّوابط والطّاقة والتّوزيع الإلكتروني	الصفحات 32-36	الصفحات 48-52
الروابط الأيونية 1 حصة	يتعرف كيفية تكوين الرّوابط الأيّونيّة والمركّبات الأيّونيّة الثنائيّة.	الصفحات 37-40	الصفحات 53-56
الروابط التساهمية 2 حصة	يتعرف كيفية تكوين الرّوابط التّساهميّة والرّوابط التساهميّة التّناسقيّة.	الصفحات 41-47	الصفحات 57-62

الزّمن المقترح للدّرس

يُفترض أن يستغرق هذا الدّرس أربع حصص. وهو يشمل خبرة تعليمية واحدة، إضافة الى أفكار حول أنشطة عملية بسيطة، ونقاشات مع الطلاب.

الأنشطة	مواد من أجل النّشاط
ليس ثمة أنشطة، لأن الموضوع نظريّ في الغالب	–

مخرجات التعلّم

C1101.1 يصف ويفسّر أنّ الرّوابط الكيميائيّة جميعها عبارة عن قوى كهربائيّة، ويستخدم تراكيب تمثيل لويس النّقطي للإلكترونات لتمثيل الرّابطة الأيونيّة، والرّابطة التّساهميّة، والرّابطة التّناسقيّة.

C1101.5 يصف الرّابطة التّساهميّة بدلالة تداخل الأفلاك، وتكوُّن روابط سيجما (σ) وباي (π)*.

*** ملاحظة: تُناقش الرّابطة التّساهميّة في هذا الدّرس، وتخضع للتوسُّع في الوحدة التالية، حيث تُغطّى فيها زوايا الرّابطة وأشكالها.**

المعرفة السابقة

يُفترض أن يكون الطلاب على دراية بالموضوعات الآتية:

- الجدول الدّوري والعناصر، بما في ذلك العدد الذرّي ورموز العناصر بشكل جيد.
- كيفيّة قراءة الصّيغ الجزيئية والبنائية للمُركّبات، وكتابتها.
- مفهوم الجذب الإلكتروستاتيكي بين الشحنات الموجبة والسّالبة، بالنّظر إلى أنهم قد عرفوها في السّنوات السّابقة، أو في دروس سابقة من هذا الكتاب .

المفردات

الرّابطة الكيميائيّة	Chemical bond
قاعدة الثّمانية	Octet rule
أيّون	Ion
الرّابطة الأيّونيّة	Ionic bond
الرّابطة التّساهميّة	Covalent bond
رابطة سيجما σ	Sigma bond
الجزيء	Molecule
رابطة باي π	Pi bond
الرّابطة التّساهميّة التّناسقيّة	Dative covalent bond
أيّون متعدّد الذّرّات	Polyatomic ion
الرّابطة الفلزّيّة	Metallic bond

افتتاحية الدّرس

هناك مفهوم خاطئ وشائع، فحواه أن جزيئات الماء تنفصل إلى هيدروجين وأكسجين في حالتهما الغازيّة الأوّليّة، عند غليان الماء.

- سلِ الطّلاب: هل تعتقدون أنّ هذا هو ما يحدث؟ ثم اسألهم: لمَ لا يحدث هذا؟ وهل يمكن أن يحدث؟

هذا ممكن بالتّأكيد، لكن ذلك يتطلّب طاقة أكبر كثيرًا من الحرارة اللّازمة للغليان.

- سلْهم: ما مدى قوة الرّابطة الكيميائية؟ قارن ذلك بمقدار القوّة اللّازمة لمباعدة شخصين يمسك أحدهما بالآخر بقوّة تساوي كتلتهما، وبالقوّة اللّازمة لفصل جُزيء O_2 إلى ذرّات أكسجين منفردة O.

يحتاج فصل جزيء O_2 إلى طاقة تفوق 1,000,000 مرة مقدار الطاقة اللازمة لفصل شخصين أحدهما عن الآخر. ذكِّر الطلاب أننا نحتاج إلى هذه الطاقة الكبيرة، لأن القوة التي تربط بين ذرَّتَي الأكسجين قوية جدًّا. واذكر الفكرة الآتية: ليست كل الذرّات تترابط بالقوّة نفسها، بل تعتمد على نوع الروابط التي تُحدَّد بنوع العناصر المترابطة .

الدّرس 3-1
الرّوابط الكيميائيّة

الرّوابط الكيميائيّة قويّة بشكلٍ غير اعتياديّ على مستوى الذّرّات، فلك أن تتخيّل إبعاد شخصين ممسك أحدهما بالآخر بقوّة تساوي كتلتهما، إذ تحتاج هذه العمليّة إلى طاقة تساوي 640 J تقريبًا. قارن بين هذه القيمة وقيمة الطّاقة الّتي تلزم لتفكيك ذرّتيّ أكسجين إحداهما عن الأخرى (590,000,000 J) والموجودة في كتلةٍ مساويةٍ لكتلة جزيء أكسجين O_2. فقوّة الرّوابط الكيميائيّة تكون أقوى بمليون مرّة من القوى الّتي يمكننا صنعها بواسطة العضلات.

تلزم قوّة مقدارها 640 J لإبعاد شخصين أحدهما عن الآخر، كتلة كلّ منهما 65 Kg، مسافة مقدارها 1m.

تلزم قوّة مقدارها 590,000,000 J لفصل ذرّات O_2، كتلتها 130 Kg إلى ذرّات أكسجين منفردة.

هناك مفهوم خاطئ وشائع الاعتقاد فحواه الماء المغليّ المتحوّل إلى بخار يفصل الهيدروجين والأكسجين إلى حالتهما الغازيّة الأوّليّة. هذا ممكن بالتّأكيد، لكنّ ذلك يتطلّب طاقة أكبر بكثير من الحرارة اللّازمة للغليان. فتحويل جرام واحد من الماء عند 100 °C إلى بخار يتطلّب طاقة مقدارها 2,230 J، في حين يتطلّب فصل جرام واحد من الماء عند °C إلى هيدروجين وأكسجين طاقة مقدارها 15,566 J، وهذا يعادل سبعة أضعاف الطاقة اللازمة للغليان. فالماء يغلي عند 100 °C. وللبدء بفصل جزيئات الماء إلى هيدروجين وأكسجين لا بُدّ من درجات حرارة أعلى من 2400 °C.

مخرجات التّعلّم

C1101.1 يصف ويفسّر أنّ الرّوابط الكيميائيّة جميعها عبارة عن قوى كهربائيّة، ويستخدم تراكيب تمثيل لويس النّقطيّ للإلكترونات لتمثيل الرّابطة الأيونيّة، والرّابطة التّساهميّة، والرّابطة التّناسقيّة.

C1101.5 يصف الرّابطة التّساهميّة بدلالة تداخل الأفلاك، وتكوّن روابط (سيجما σ)، وروابط (باي π).

المفردات

Chemical bond	الرّابطة الكيميائيّة
Octet rule	قاعدة الثّمانية
Ion	أيون
Ionic bond	الرّابطة الأيونيّة
Covalent bond	الرّابطة التّساهميّة
Sigma bond	رابطة سيجما σ
Molecule	الجزيء
Pi bond	رابطة باي π
Dative covalent bond	الرّابطة التّساهميّة التّناسقيّة
Polyatomic ion	أيون متعدّد الذّرّات
Metallic bond	الرّابطة الفلزّيّة

32

الرّوابط الكيميائيّة وللطّاقة

سلِ الطلاب: لمَ، في رأيكم، تتكوّن الرّوابط الكيميائية؟ لمَ تتّحد ذرّتا الهيدروجين لتكوين جُزيء الهيدروجين H_2؟

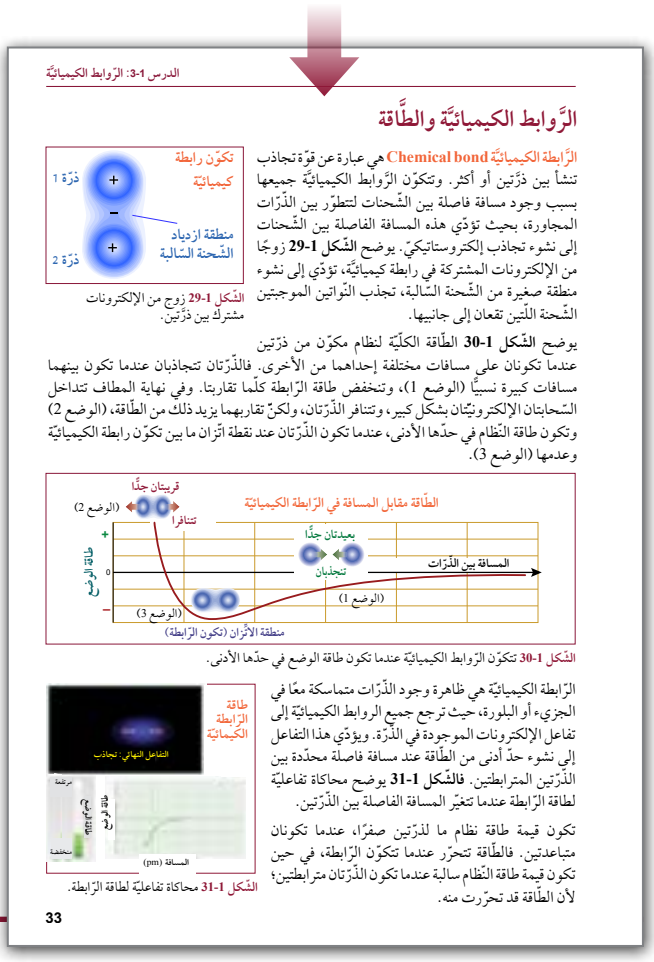
الفكرة الرئيسية هي أن طاقة النظام في الطبيعة تميل إلى «الوقوع» في حالة الحد الأدنى. تمتلك ذرّتان من الهيدروجين، طاقة أكبر عندما تكونان منفصلتين (منفردتين) من الطاقة التي تمتلكانها لدى ترابطهما في الجزيء H_2. يمكنك الاستفادة من الرسم البيانيّ الظاهر في الشكل 1-30، لتشرح كيف تتغيّر الطاقة خلال تكوين جُزيء الهيدروجين.

هناك محاكاة تفاعلية تسمح لك برسم بياني محتمل للطاقة، كلما قمت بسحب الذرّات أو بالتقريب بينها أكثر فأكثر. هذا مفيد جدًّا لك وللطلاب أيضًا.

سلِ الطلاب عن سبب ازدياد الطاقة الكامنة للذرّتين لدى تقاربهما أو تباعدهما مستخدمًا الشكل 1-30؟ اطلب إليهم أن يأخذوا في الحسبان التجاذب الحاصل بين الإلكترونين والنواتين، والتنافر بين النواتين وبين الإلكترونين لدى تقاربهما.

فإذا كانت ذرّتا الهيدروجين متباعدتين مسافة كافية لمنع تأثير الواحدة في الأخرى، تصبح كل الطاقة الكامنة للذرّات، عند هذه المسافة، مساوية للصفر.

كما هو مبيَّن في الوضع (1) تستمر قوى التجاذب في الهيمنة، ويستمر مجموع الطاقة الكامنة في التناقص إلى أن يبلغ حدًّا يتساوى عنده التنافر بين الشحنات المتماثلة والتجاذب بين الشحنات المتعاكسة آنذاك، تصل الطاقة الكامنة إلى أدنى مستوى لها؛ فيتكوّن جزيء الهيدروجين المستقر (الوضع 3). ومن ناحية أخرى، ينتج من التقارب الأكبر بين الذرّات زيادة حادة في الطاقة الكامنة، إذ تتغلّب قوى التنافر على قوى التجاذب (الوضع 2).


الدرس 1-3: الرّوابط الكيميائيّة

الرّوابط الكيميائيّة والطّاقة

الرّابطة الكيميائيّة Chemical bond هي عبارة عن قوّة تجاذب تنشأ بين ذرّتين أو أكثر. وتتكوّن الرّوابط الكيميائيّة جميعها بسبب وجود مسافة فاصلة بين الشّحنات لتتطوّر بين الذّرّات المجاورة، بحيث تؤدّي هذه المسافة الفاصلة بين الشّحنات إلى نشوء تجاذب إلكتروستاتيكيّ. يوضح الشّكل 1-29 زوجًا من الإلكترونات المشتركة في رابطة كيميائيّة، تؤدّي إلى نشوء منطقة صغيرة من الشّحنة السّالبة، تجذب النّواتين الموجبتين الشّحنة اللّتين تقعان إلى جانبيها.

تكوّن رابطة كيميائيّة
ذرّة 1
ذرّة 2
منطقة ازدياد الشّحنة السّالبة

الشّكل 1-29 زوج من الإلكترونات مشترك بين ذرّتين.

يوضح الشّكل 1-30 الطّاقة الكلّيّة لنظام مكوّن من ذرّتين عندما تكونان على مسافات مختلفة إحداهما من الأخرى. فالذّرّتان تتجاذبان عندما تكون بينهما مسافات كبيرة نسبيًّا (الوضع 1)، وتنخفض طاقة الرّابطة كلّما تقاربتا. وفي نهاية المطاف تتداخل السّحابتان الإلكترونيّتان بشكل كبير، وتتنافر الذّرّتان، ولكنّ تقاربهما يزيد ذلك من الطّاقة، (الوضع 2) وتكون طاقة النّظام في حدّها الأدنى، عندما تكون الذّرّتان عند نقطة اتّزان ما بين تكوّن رابطة الكيميائيّة وعدمها (الوضع 3).

الطّاقة مقابل المسافة في الرّابطة الكيميائيّة
قريبتان جدًّا
(الوضع 2)
تتنافران
بعيدتان جدًّا
تنجذبان
المسافة بين الذّرّات
طاقة الوضع
(الوضع 1)
(الوضع 3)
منطقة الاتّزان (تكون الرّابطة)

الشّكل 1-30 تتكوّن الرّوابط الكيميائيّة عندما تكون طاقة الوضع في حدّها الأدنى.

الرّابطة الكيميائيّة هي ظاهرة وجود الذّرّات متماسكة معًا في الجزيء أو البلورة، حيث ترجع جميع الروابط الكيميائيّة إلى تفاعل الإلكترونات الموجودة في الذّرّة. ويؤدّي هذا التفاعل إلى نشوء حدّ أدنى من الطّاقة عند مسافة فاصلة محدّدة بين الذّرّتين المترابطتين. فالشّكل 1-31 يوضح محاكاة تفاعليّة لطاقة الرّابطة عندما تتغيّر المسافة الفاصلة بين الذّرّتين.

طاقة الرّابطة الكيميائيّة
التفاعل النهائي: تجاذب
مرتفعة
منخفضة
طاقة الوضع
المسافة (pm)

الشّكل 1-31 محاكاة تفاعليّة لطاقة الرّابطة.

تكون قيمة طاقة نظام ما لذرّتين صفرًا، عندما تكونان متباعدتين. فالطّاقة تتحرّر عندما تتكوّن الرّابطة، في حين تكون قيمة طاقة النّظام سالبة عندما تكون الذّرّتان مترابطتين؛ لأن الطّاقة قد تحرّرت منه.

33

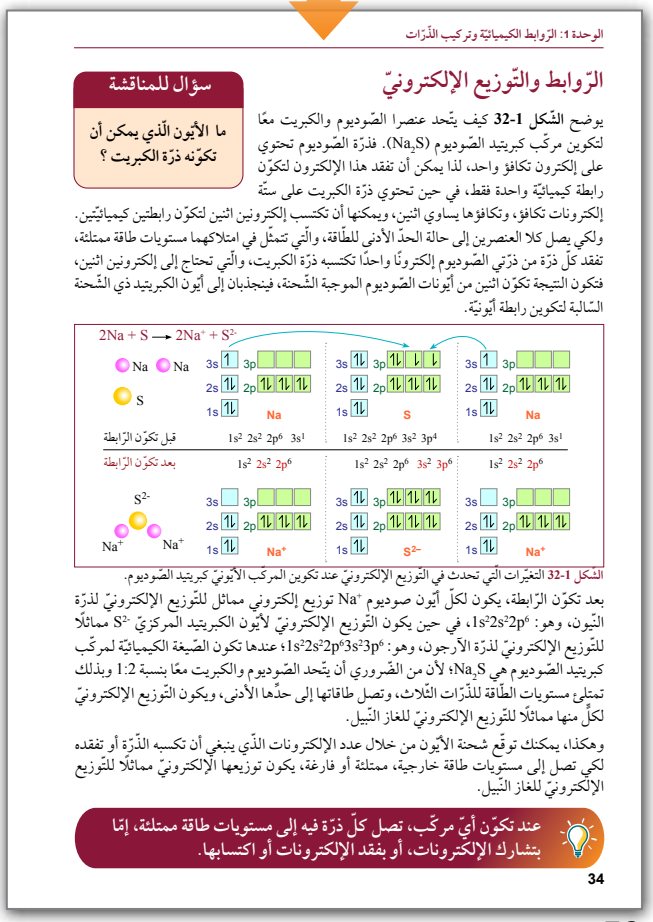
الرّوابط والتّوزيع الإلكتروني

يعتمد تكوُّن الرَّوابط الكيميائية على الطاقة. ويخبرنا التوزيع الإلكتروني كيف تتكوّن الروابط ونسب الذرّات المترابطة، لتكوين الجُزيئات والمُركَّبات الأيّونية.

سلِ الطلاب: هل يمكنكم التنبؤ بكيفيَّة ترابط عنصر الصّوديوم بعنصر الكبريت، من خلال التوزيع الإلكتروني؟

أشر إلى أن ذرّة الكبريت تحتاج إلى إلكترونين اثنين للوصول إلى توزيع إلكتروني مماثل للتّوزيع الإلكترونيّ للغاز النّبيل، بغية تكوين أيون كبريتيد S^{2-}. تفقد كل ذرّة صوديوم إلكترونًا واحدًا، لتُكوِّن أيون الصوديوم. عندها تكون الصيغة الكيميائية للمُركّب كبريتيد الصّوديوم، هي Na_2S. ذكِّر الطلاب بأن جميع الذرّات تعمل للوصول إلى توزيع إلكتروني مماثل لأحد عناصر الغازات النبيلة، كي تصبح أكثر استقرارًا، وبالتالي يصبح لديها الحد الأدنى من الطاقة.

نشاط تطبيقي: كلِّف الطلاب كتابة التوزيع الإلكتروني لعنصر الهيدروجين، ولعنصر الكلور. واطلب منهم توقُّع الصيغة الكيميائية لمركّب كلوريد الهيدروجين $HC\ell$، ثم اطلب أن يتوقّعوا كيف تشكّلت الرابطة بين هذين العنصرين. وجِّه النقاش بين الطلاب إلى مقارنة الرابطة بين عُنصرَيِ الصوديوم والكبريت، بالرابطة بين عُنصرَيِ الهيدروجين والكلور.



الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

الرّوابط والتّوزيع الإلكترونيّ

سؤال للمناقشة

ما الأيون الّذي يمكن أن تكوّنه ذرّة الكبريت؟

يوضح الشّكل 1-32 كيف يتّحد عنصرا الصّوديوم والكبريت معًا لتكوين مركّب كبريتيد الصّوديوم (Na_2S). فذرّة الصّوديوم تحتوي على إلكترون تكافؤ واحد، لذا يمكن أن تفقد هذا الإلكترون لتكوّن رابطة كيميائيّة واحدة فقط، في حين تحتوي ذرّة الكبريت على ستّة إلكترونات تكافؤ، وتكافؤها يساوي اثنين، ويمكنها أن تكتسب إلكترونين اثنين لتكوّن رابطتين كيميائيّتين. ولكي يصل كلا العنصرين إلى حالة الحدّ الأدنى للطّاقة، والّتي تتمثّل في امتلاكهما مستويات طاقة ممتلئة، تفقد كلّ ذرّة من ذرّتي الصّوديوم إلكترونًا واحدًا تكتسبه ذرّة الكبريت، والّتي تحتاج إلى إلكترونين اثنين، فتكون النتيجة تكوّن اثنين من أيونات الصّوديوم الموجبة الشّحنة، فينجذبان إلى أيون الكبريتيد ذي الشّحنة السّالبة لتكوين رابطة أيونيّة.

الشكل 1-32 التغيّرات الّتي تحدث في التّوزيع الإلكترونيّ عند تكوين المركب الأيونيّ كبريتيد الصّوديوم.

بعد تكوّن الرّابطة، يكون لكلّ أيون صوديوم Na^+ توزيع إلكتروني مماثل للتّوزيع الإلكترونيّ لذرّة النّيون، وهو: $1s^2 2s^2 2p^6$، في حين يكون التّوزيع الإلكترونيّ لأيون الكبريتيد المركزيّ S^{2-} مماثلًا للتّوزيع الإلكترونيّ لذرّة الآرجون، وهو: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$؛ عندها تكون الصّيغة الكيميائيّة لمركّب كبريتيد الصّوديوم هي Na_2S؛ لأن من الضّروري أن يتّحد الصّوديوم والكبريت معًا بنسبة 2:1. وبذلك تمتلئ مستويات الطّاقة للذّرّات الثّلاث، وتصل طاقاتها إلى حدّها الأدنى، ويكون التّوزيع الإلكترونيّ لكلٍّ منها مماثلًا للتّوزيع الإلكترونيّ للغاز النّبيل.

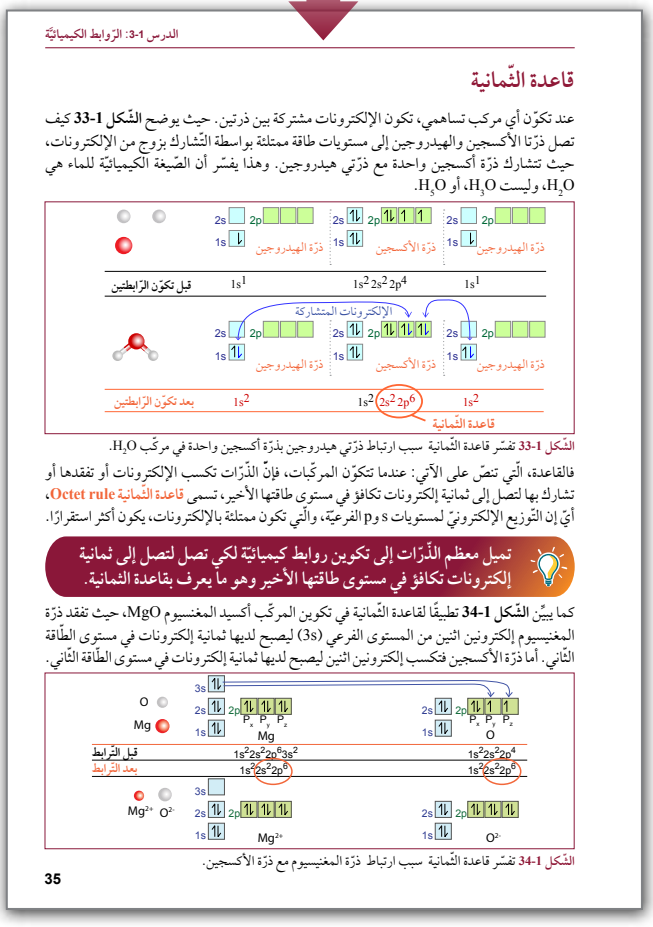
وهكذا، يمكنك توقّع شحنة الأيون من خلال عدد الإلكترونات الّذي ينبغي أن تكسبه الذّرّة أو تفقده لكي تصل إلى مستويات طاقة خارجية، ممتلئة أو فارغة، يكون توزيعها الإلكترونيّ مماثلًا للتّوزيع الإلكترونيّ للغاز النّبيل.

عند تكوّن أيّ مركّب، تصل كلّ ذرّة فيه إلى مستويات طاقة ممتلئة، إمّا بتشارك الإلكترونات، أو بفقد الإلكترونات أو اكتسابها.

34

قاعدة الثّمانية

- تُعدُّ قاعدة الثَّمانية طريقة مناسبة لتوقُّع الروابط الكيميائية التي تشكِّلها الإلكترونات في المستويين الفرعيين s و p ولفهم تلك الروابط. تكون هذه عادةً (في المجموعات من 1A إلى 7A)؛ لكنها لا تشمل الفلزّات الانتقالية.
- تكون ذرّات الغازات النبيلة منفصلة في الطبيعة، على عكس غالبية الذرّات. وهي تتميّز بطاقة كامنة تبلغ حدها الأدنى، جرّاء استقرار ترتيبها الإلكتروني الخاص. وباستثناء الهيليوم الذي يحتوي مستواه الخارجي على إلكترونين، فإن الاستقرار الذي تتمتَّع به ذرّات الغازات النبيلة، يأتي نتيجة امتلاء المستويين الفرعيين s وp. وتستطيع ذرّات العناصر الرئيسية الأخرى ملء أفلاك s وp بالإلكترونات، من خلال تشاركها الإلكترونات في ترابط تساهمي، وفقًا لقاعدة الثمانية.
- تنصّ قاعدة الثمانية على الآتي: عندما تتكوّن المُركَّبات الكيميائية، فإن الذرات تكسب الإلكترونات أو تفقدها أو تتشارك بها لتصل إلى ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير.


الدرس 1-3: الرّوابط الكيميائيّة

قاعدة الثّمانية

عند تكوّن أي مركب تساهمي، تكون الإلكترونات مشتركة بين ذرتين. حيث يوضح الشّكل 1-33 كيف تصل ذرّتا الأكسجين والهيدروجين إلى مستويات طاقة ممتلئة بواسطة التّشارك بزوج من الإلكترونات، حيث تتشارك ذرّة أكسجين واحدة مع ذرّتي هيدروجين. وهذا يفسّر أن الصّيغة الكيميائيّة للماء هي H_2O، وليست H_3O، أو H_5O.

الشّكل 1-33 تفسّر قاعدة الثّمانية سبب ارتباط ذرّتي هيدروجين بذرّة أكسجين واحدة في مركّب H_2O.

فالقاعدة، الّتي تنصّ على الآتي: عندما تتكوّن المركّبات، فإنّ الذّرّات تكسب الإلكترونات أو تفقدها أو تشارك بها لتصل إلى ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير، تسمى قاعدة الثّمانية Octet rule، أيّ إن التّوزيع الإلكترونيّ لمستويات s وp الفرعيّة، والّتي تكون ممتلئة بالإلكترونات، يكون أكثر استقرارًا.

تميل معظم الذّرّات إلى تكوين روابط كيميائيّة لكي تصل لتصل إلى ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير وهو ما يعرف بقاعدة الثمانية.

كما يبيّن الشّكل 1-34 تطبيقًا لقاعدة الثّمانية في تكوين المركّب أكسيد المغنسيوم MgO، حيث تفقد ذرّة المغنيسيوم إلكترونين اثنين من المستوى الفرعي (3s) ليصبح لديها ثمانية إلكترونات في مستوى الطّاقة الثّاني. أما ذرّة الأكسجين فتكسب إلكترونين اثنين ليصبح لديها ثمانية إلكترونات في مستوى الطّاقة الثّاني.

الشّكل 1-34 تفسّر قاعدة الثّمانية سبب ارتباط ذرّة المغنيسيوم مع ذرّة الأكسجين.

35

استثناءات قاعدة الثّمانية

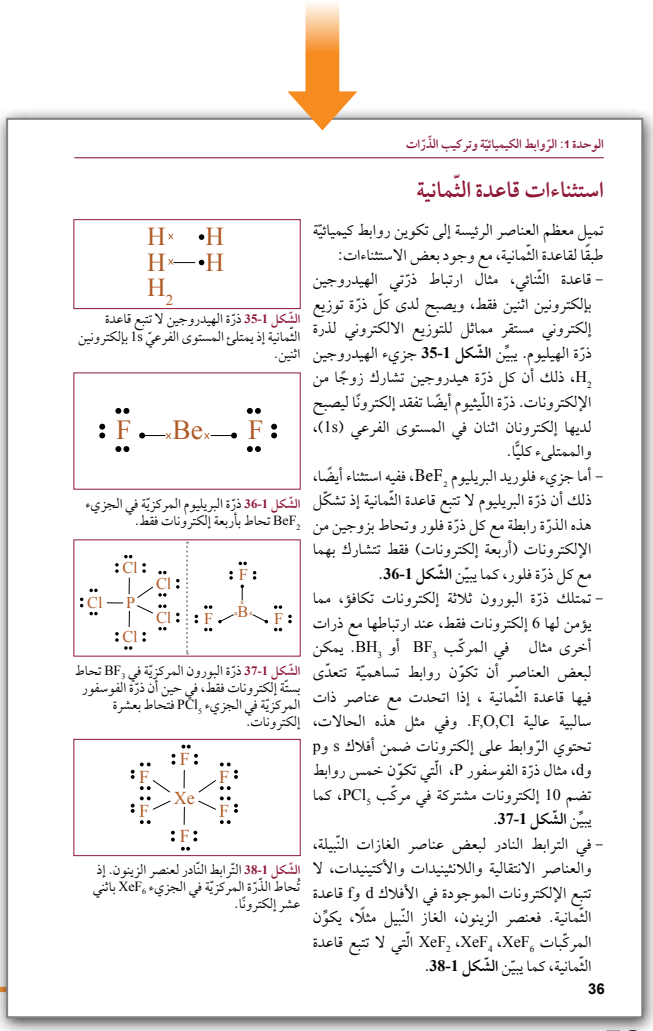
تُعدُّ قاعدة الثمانية تبسيطًا مفيدًا لفهم العديد من الروابط الكيميائية. من المهم أن يفهم الطلاّب حدود قاعدة الثَّمانية، وأنّ قاعدة الثّمانية ليست «قانونًا»، مثل قانون حفظ الكتلة (mass conservation). عمومًا، تعمل قاعدة الثَّمانية في حالتين:

1. عندما تشمل الروابط الكيميائية فقط الإلكترونات في المستويين s و p الفرعيين من الدورتين الثانية والثالثة في الجدول الدوري.
2. عندما تكوّن بعض العناصر، مثل الهيدروجين والليثيوم، روابط كيميائية، فإنها تتبع قاعدة الثنائي (Duet Rule)، إذ تملأ مستوى الطاقة الأول بإلكترونين اثنين فقط، بدلًا من ثمانية، ليصبح لديها توزيع إلكتروني مماثل لما لدى الهيليوم ($He:1s^2$).

تجدر مراجعة الاستثناءات مع الطّلاب، كي يروا أن هناك معلومات أكثر لمعرفة المزيد عن الكيمياء، تفوق المستوى الأبسط الذي يتناسب مع الصف 11. سوف تُغطّى الفلزّات الانتقالية في الصف 12.

وضِّح للطلاب أن المركّبات الواردة في الصفحة(36)، هي نماذج لبعض الاستثناءات المحدَّدة.

أشر إلى أن الذرَّة المركزية في هذه المُركّبات هي التي لا تتّبع قاعدة الثمانية. فهناك ذرّات مركزية لدى كل منها أقلّ من ثمانية إلكترونات، مثل البورون في المركّب BF_3 والبيريليوم في المركّب BeF_2. أما الفوسفور في المركّب $PC\ell_5$، فلديه أكثر من ثمانية إلكترونات. وضّح للطلاب أن الغازات النبيلة لا تكوِّن عمومًا مُركّبات. لكن هناك حالات شاذة، لوحظت على عنصر الزينون الذي لا يتّبع قاعدة الثمانية في بعض المركّبات، مثل XeF_2، XeF_4، XeF_6.



الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

استثناءات قاعدة الثّمانية

تميل معظم العناصر الرئيسة إلى تكوين روابط كيميائيّة طبقًا لقاعدة الثّمانية، مع وجود بعض الاستثناءات:

– قاعدة الثّنائي، مثال ارتباط ذرّتي الهيدروجين بإلكترونين اثنين فقط، ويصبح لدى كلّ ذرّة توزيع إلكتروني مستقر مماثل للتوزيع الالكتروني للذرة ذرّة الهيليوم. يبيّن **الشّكل 1-35** جزيء الهيدروجين H_2، ذلك أن كل ذرّة هيدروجين تشارك زوجًا من الإلكترونات. ذرّة الليثيوم أيضًا تفقد إلكترونًا ليصبح لديها إلكترونان اثنان في المستوى الفرعي (1s)، والممتلىء كليًّا.

– أما جزيء فلوريد البريليوم BeF_2، ففيه استثناء أيضًا، ذلك أن ذرّة البريليوم لا تتبع قاعدة الثّمانية إذ تشكّل هذه الذرّة رابطة مع كل ذرّة فلور وتحاط بزوجين من الإلكترونات (أربعة إلكترونات) فقط تتشارك بهما مع كل ذرّة فلور، كما يبيّن **الشّكل 1-36**.

– تمتلك ذرّة البورون ثلاثة إلكترونات تكافؤ، مما يؤمن لها 6 إلكترونات فقط، عند ارتباطها مع ذرات أخرى مثال في المركّب BF_3 أو BH_3. يمكن لبعض العناصر أن تكوّن روابط تساهميّة تتعدّى فيها قاعدة الثّمانية ، إذا اتحدت مع عناصر ذات سالبية عالية F,O,Cl. وفي مثل هذه الحالات، تحتوي الرّوابط على إلكترونات ضمن أغلاف s وp وd، مثال ذرّة الفوسفور P، الّتي تكوّن خمس روابط تضم 10 إلكترونات مشتركة في مركّب PCl_5، كما يبيّن **الشّكل 1-37**.

– في الترابط النادر لبعض عناصر الغازات النّبيلة، والعناصر الانتقالية واللانثينيدات والأكتينيدات، لا تتبع الإلكترونات الموجودة في الأغلاف d وf قاعدة الثّمانية. فعنصر الزينون، الغاز النّبيل مثلًا، يكوّن المركّبات XeF_6، XeF_4، XeF_2 الّتي لا تتبع قاعدة الثّمانية، كما يبيّن **الشّكل 1-38**.

36

H_2

الشّكل 1-35 ذرّة الهيدروجين لا تتبع قاعدة الثّمانية إذ يمتلئ المستوى الفرعيّ 1s بإلكترونين اثنين.

$:\ddot{F}-Be-\ddot{F}:$

الشّكل 1-36 ذرّة البريليوم المركزيّة في الجزيء BeF_2 تحاط بأربعة إلكترونات فقط.

الشّكل 1-37 ذرّة البورون المركزيّة في BF_3 تحاط بستّة إلكترونات فقط، في حين أن ذرّة الفوسفور المركزيّة في الجزيء PCl_5 تحاط بعشرة إلكترونات.

الشّكل 1-38 التّرابط النّادر لعنصر الزينون. إذ تُحاط الذّرّة المركزيّة في الجزيء XeF_6 باثني عشر إلكترونًا.

الأيّونات والرّوابط الأيّونيّة

1. تتكوَّن الأيّونات، عندما تفقد الذرّات الإلكترونات أو تكسبها، من دون تغيير في النواة الموجبة (أي من دون تغيير في عدد البروتونات).

الأيّونات السّالبة تمتلك إلكترونات أكثر من البروتونات.مثال ذلك، يتكوَّن أيّون الفلوريد F^-. عندما يكتسب عنصر الفلور إلكترونًا واحدًا. وبذلك يزيد عدد الإلكترونات (10) على عدد البروتونات (9)؛ لذلك يحمل هذا الأيون شحنة سالبة واحدة.

سل الطلاب: إذا كسبت ذرّة إلكترونين اثنين، فكم تصبح شحنة أيونها؟ **(-2)**

2. الأيّونات الموجبة تمتلك إلكترونات أقلّ من البروتونات. **مثال على ذلك: تكوُّن أيون البوتاسيوم K^+. يفقد عنصر البوتاسيوم إلكترونًا واحدًا؛ وبذلك يقلّ عدد الإلكترونات (18) عن عدد البروتونات (19)؛ لذلك يحمل هذا الأيون شحنة موجبة.**

ما شحنة أيّون فقدَت ذرّة عنصره إلكترونين؟ **(+2)**

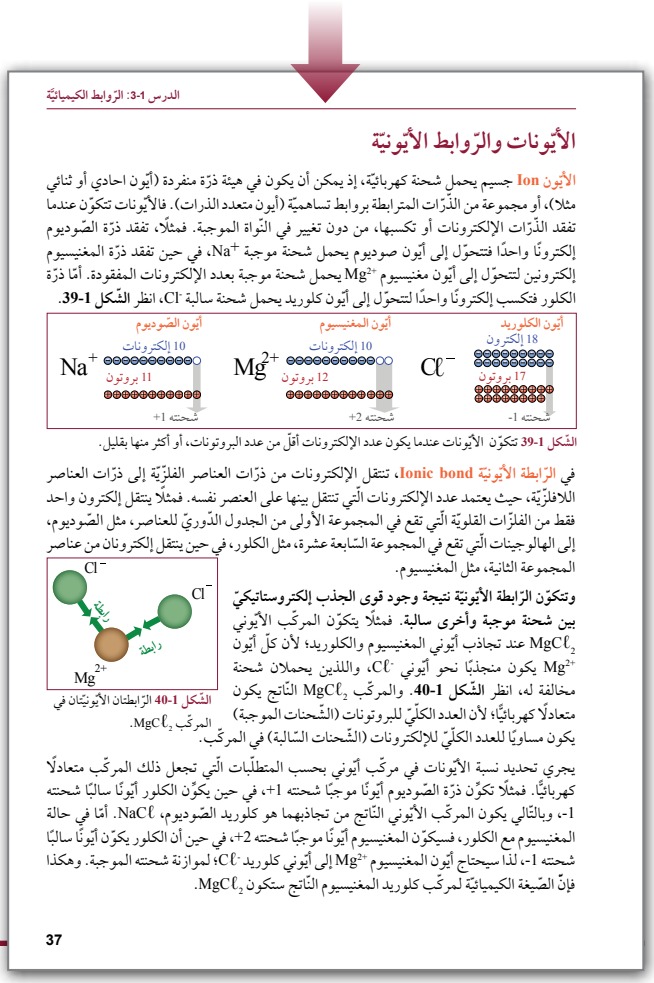
3. الرّابطة الأيّونية هي قوة جذب إلكتروستاتيكية بين شحنة موجبة وأخرى سالبة. **مثال على ذلك:المُركَّب فلوريد البوتاسيوم $K^+ F^-$.**

4. لا تكون الرّوابط الأيّونية متمركزة، لأنَّها تتشكَّل بين أيونات متعدِّدة . **أشر هنا إلى أن معظم المُركَّبات الأيّونية تكون على شكل بلورات، لذلك لا تُعدّ متمركزة.**

5. تكون الإلكترونات متمركزة، لأنّ الأيّونات السالبة تحتفظ بها.

6. ناقش مع الطلاب كيفية تكوين الرابطة الأيونية، كالرابطة بين عُنصري الفلور (F) والبوتاسيوم (K)، لاستنتاج أن تجاذب الأيونات لا يقتصر على أيون الفلوريد (F^-) مع أيون البوتاسيوم (K^+)، بل يوجد تجمُّع من الأيونات الموجبة والسالبة التي تتجاذب لتكوين البلّورات.

7. الصيغة الكيميائية لمركَّب أيوني تمثِّل الصيغة الأبسط للمُركَّب KF، وتتجمّع أيونات K^+ وأيونات F^- على شكل بلورات.


الدرس 1-3: الرّوابط الكيميائيّة

الأيّونات والرّوابط الأيّونيّة

الأيّون Ion جسيم يحمل شحنة كهربائيّة، إذ يمكن أن يكون في هيئة ذرّة منفردة (أيّون احادي أو ثنائي مثلا)، أو مجموعة من الذّرّات المترابطة بروابط تساهميّة (أيون متعدد الذرات). فالأيّونات تتكوّن عندما تفقد الذّرّات الإلكترونات أو تكسبها، من دون تغيير في النّواة الموجبة. فمثلًا، تفقد ذرّة الصّوديوم إلكترونًا واحدًا فتتحوّل إلى أيّون صوديوم يحمل شحنة موجبة Na^+، في حين تفقد ذرّة المغنيسيوم إلكترونين لتتحوّل إلى أيّون مغنيسيوم Mg^{2+} يحمل شحنة موجبة بعدد الإلكترونات المفقودة. أمّا ذرّة الكلور فتكسب إلكترونًا واحدًا لتتحوّل إلى أيّون كلوريد يحمل شحنة سالبة Cl^-، انظر الشّكل 1-39.

الشّكل 1-39 تتكوّن الأيونات عندما يكون عدد الإلكترونات أقلّ من عدد البروتونات، أو أكثر منها بقليل.

في الرّابطة الأيّونيّة Ionic bond، تنتقل الإلكترونات من ذرّات العناصر الفلزيّة إلى ذرّات العناصر اللافلزيّة، حيث يعتمد عدد الإلكترونات الّتي تنتقل بينها على العنصر نفسه. فمثلًا ينتقل إلكترون واحد فقط من الفلزّات القلويّة الّتي تقع في المجموعة الأولى من الجدول الدّوريّ للعناصر، مثل الصّوديوم، إلى الهالوجينات الّتي تقع في المجموعة السّابعة عشرة، مثل الكلور، في حين ينتقل إلكترونان من عناصر المجموعة الثانية، مثل المغنيسيوم.

الشّكل 1-40 الرّابطتان الأيّونيّتان في المركّب $MgCl_2$.

وتتكوّن الرّابطة الأيّونيّة نتيجة وجود قوى الجذب إلكتروستاتيكيّ بين شحنة موجبة وأخرى سالبة. فمثلًا يتكوّن المركّب الأيّوني $MgCl_2$ عند تجاذب أيّوني المغنيسيوم والكلوريد؛ لأن كلّ أيّون Mg^{2+} يكون منجذبًا نحو أيّوني Cl^-، واللذين يحملان شحنة مخالفة له، انظر **الشّكل 1-40**. والمركّب $MgCl_2$ النّاتج يكون متعادلًا كهربائيًّا؛ لأن العدد الكلّيّ للبروتونات (الشّحنات الموجبة) يكون مساويًا للعدد الكلّيّ للإلكترونات (الشّحنات السّالبة) في المركّب.

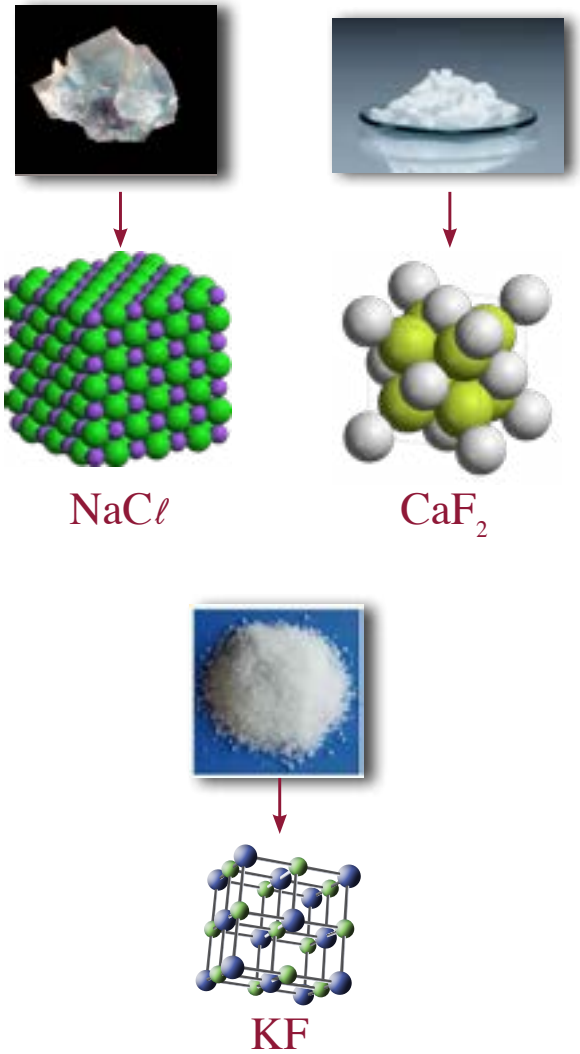
يجري تحديد نسبة الأيّونات في مركّب أيّوني بحسب المتطلّبات الّتي تجعل ذلك المركّب متعادلًا كهربائيًّا. فمثلًا تكوّن ذرّة الصّوديوم أيّونًا موجبًا شحنته 1+، في حين يكوّن الكلور أيّونًا سالبًا شحنته 1-، وبالتّالي يكون المركّب الأيّوني النّاتج من تجاذبهما هو كلوريد الصّوديوم، NaCl. أمّا في حالة المغنيسيوم مع الكلور، فسيكوّن المغنيسيوم أيّونًا موجبًا شحنته 2+، في حين أن الكلور يكوّن أيّونًا سالبًا شحنته 1-، لذا سيحتاج أيّون المغنيسيوم Mg^{2+} إلى أيّوني كلوريد Cl^-؛ لموازنة شحنته الموجبة. وهكذا فإنّ الصّيغة الكيميائيّة لمركّب كلوريد المغنيسيوم النّاتج ستكون $MgCl_2$.

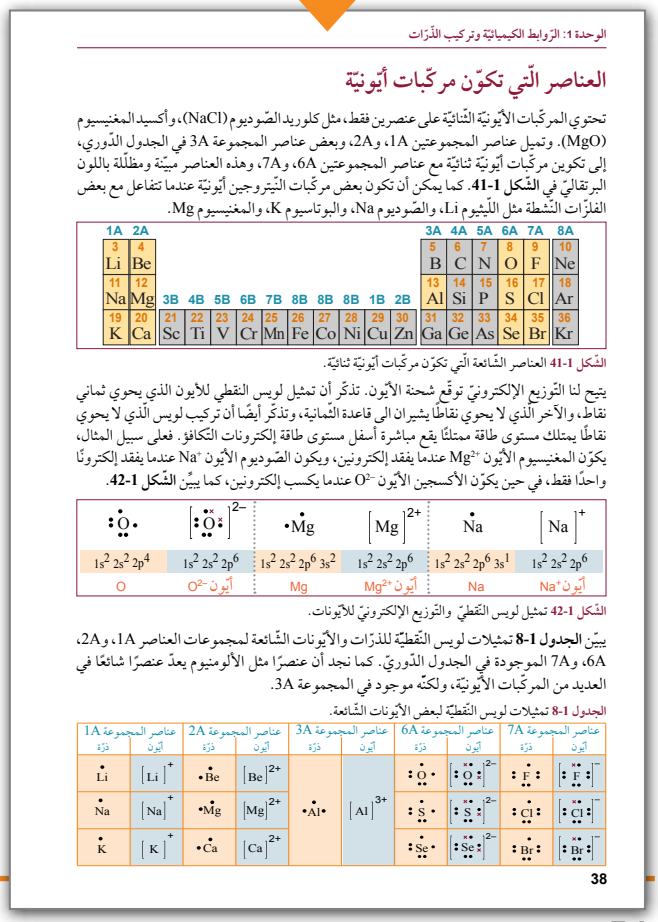
37

ما هي العناصر التي تكوِّن الرّوابط الأيّونية؟

عندما ترتبط العناصر التي تقع في أقصى يسار الجدول الدوري بعناصر أقصى يمينه، تتكوّن روابط أيونية في الغالب (ما عدا الغازات النّبيلة).

- تفقد العناصر الموجودة يسار الجدول الدّوري في المجموعتين 1A و2A الإلكترونات بسهولة، لتصبح أيّونات موجبة.
  مثال على ذلك: الصّوديوم الذي يكوِّن الأيون Na^+، والمغنيسيوم الذي يكوِّن الأيون Mg^{2+}.
- تكسب العناصر التي تقع يمين الجدول الدّوري في المجموعتين 6A و 7A الإلكترونات لتصبح أيّونات سالبة. **مثال على ذلك: الأكسجين الذي يكوِّن الأيون O^{2-}، والفلور الذي يكوِّن الأيون F^-.**
- عندما ترتبط عناصر المجموعة A1 أو A2 بعناصر المجموعة A6 أو A7، تكوِّن في الغالب روابط أيونية، وبالتالي تتكوَّن المُركّبات الأيونية. **مثال ذلك: مُركّبات فلوريد الصوديوم، وأكسيد الصوديوم، وأكسيد المغنيسيوم.**
- اعرض بعض النماذج لبلّورات أيونية، مثل $NaC\ell$ و CaF_2 و KF وسواها.




الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

العناصر الّتي تكوّن مركّبات أيّونيّة

تحتوي المركّبات الأيّونيّة الثّنائيّة على عنصرين فقط، مثل كلوريد الصّوديوم (NaCl)، وأكسيد المغنيسيوم (MgO). وتميل عناصر المجموعتين 1A، و2A، وبعض عناصر المجموعة 3A في الجدول الدّوري، إلى تكوين مركّبات أيّونيّة ثنائيّة مع عناصر المجموعتين 6A، و7A، وهذه العناصر مبيّنة ومظلّلة باللون البرتقاليّ في الشّكل 1-41. كما يمكن أن تكون بعض مركّبات النّيتروجين أيّونيّة عندما تتفاعل مع بعض الفلزّات النّشطة مثل اللّيثيوم Li، والصّوديوم Na، والبوتاسيوم K، والمغنيسيوم Mg.

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr

الشّكل 1-41 العناصر الشّائعة الّتي تكوّن مركّبات أيّونيّة ثنائيّة.

يتيح لنا التّوزيع الإلكترونيّ توقّع شحنة الأيّون. تذكّر أن تمثيل لويس النقطي للأيون الذي يحوي ثماني نقاط، والآخر الّذي لا يحوي نقاطًا يشيران الى قاعدة الثّمانية، وتذكّر أيضًا أن تركيب لويس الّذي لا يحوي نقاطًا يمتلك مستوى طاقة ممتلئًا يقع مباشرة أسفل مستوى طاقة إلكترونات التّكافؤ. فعلى سبيل المثال، يكوّن المغنيسيوم الأيّون Mg^{2+} عندما يفقد إلكترونين، ويكون الصّوديوم الأيّون Na^+ عندما يفقد إلكترونًا واحدًا فقط، في حين يكوّن الأكسجين الأيّون O^{2-} عندما يكسب إلكترونين، كما يبيّن الشّكل 1-42.

$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{O}}\cdot$	$[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:]^{2-}$	$\cdot Mg$	$[Mg]^{2+}$	Na	$[Na]^{+}$
$1s^2\,2s^2\,2p^4$	$1s^2\,2s^2\,2p^6$	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$	$1s^2\,2s^2\,2p^6$	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$	$1s^2\,2s^2\,2p^6$
O	أيّون O^{2-}	Mg	أيّون Mg^{2+}	Na	أيّون Na^+

الشّكل 1-42 تمثيل لويس النّقطيّ والتّوزيع الإلكترونيّ للأيّونات.

يبيّن الجدول 1-8 تمثيلات لويس النّقطيّة للذرّات والأيّونات الشّائعة لمجموعات العناصر 1A، و2A، 6A، و7A الموجودة في الجدول الدّوريّ. كما نجد أن عنصرًا مثل الألومنيوم يعدّ عنصرًا شائعًا في العديد من المركّبات الأيّونيّة، ولكنّه موجود في المجموعة 3A.

الجدول 1-8 تمثيلات لويس النّقطيّة لبعض الأيّونات الشّائعة.

عناصر المجموعة 1A		عناصر المجموعة 2A		عناصر المجموعة 3A		عناصر المجموعة 6A		عناصر المجموعة 7A	
ذرّة	أيّون	ذرّة	أيّون	ذرّة	أيّون	ذرّة	أيّون	ذرّة	أيّون
$\dot{Li}$	$[Li]^+$	$\cdot\dot{Be}\cdot$	$[Be]^{2+}$	$\cdot\dot{Al}\cdot$	$[Al]^{3+}$	$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{O}}\cdot$	$[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:]^{2-}$	$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{F}}:$	$[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}:]^-$
$\dot{Na}$	$[Na]^+$	$\cdot\dot{Mg}\cdot$	$[Mg]^{2+}$			$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{S}}\cdot$	$[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{S}}:]^{2-}$	$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$	$[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:]^-$
$\dot{K}$	$[K]^+$	$\cdot\dot{Ca}\cdot$	$[Ca]^{2+}$			$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{Se}}\cdot$	$[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Se}}:]^{2-}$	$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{Br}}:$	$[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Br}}:]^-$

38

تمثيل لويس النّقطيّ للمركّبات الأيّونية

تعليم قواعد رسم تمثيل لويس النّقطيّ للمركّبات الأيّونيّة:

1. ابدأ برمز العنصر، وتمثيل لويس النّقطيّ المتعادل.

الكلور

2. للأيونات السالبة، أضف الإلكترونات، كي تحقّق قاعدة الثّمانية. لتتبُّع أي إلكترونات من الذرّة نفسها، وأي إلكترونات من ذرّة مختلفة، نستخدم مزيجًا من النقاط والتقاطعات. فإذا مثّلت إحداهما (النقاط أو التقاطعات)، إلكترونات الذرّة نفسها (إلكترونات التّكافؤ)، فسوف تمثّل الأخرى الإلكترونات المكتسبة من ذرّة أخرى (الإلكترونات «المتنقّلة»).

أضف تقاطعًا واحدًا للإلكترون المُكتسب «المتنقّل»

الكلور

3. احسُب الإلكترونات الزائدة للعثور على الشحنة، وضعِ الأقواس المربَّعة حولها إشارةً إلى أن الشحنة تنتمي إلى الأيّون.

أضف الشّحنة والأقواس

أيّون الكلوريد

4. للأيّونات الموجبة، احسب عدد الإلكترونات التي يجب فقدانها للوصول إلى بنية تكافؤ فارغة تمامًا (من دون نقاط).

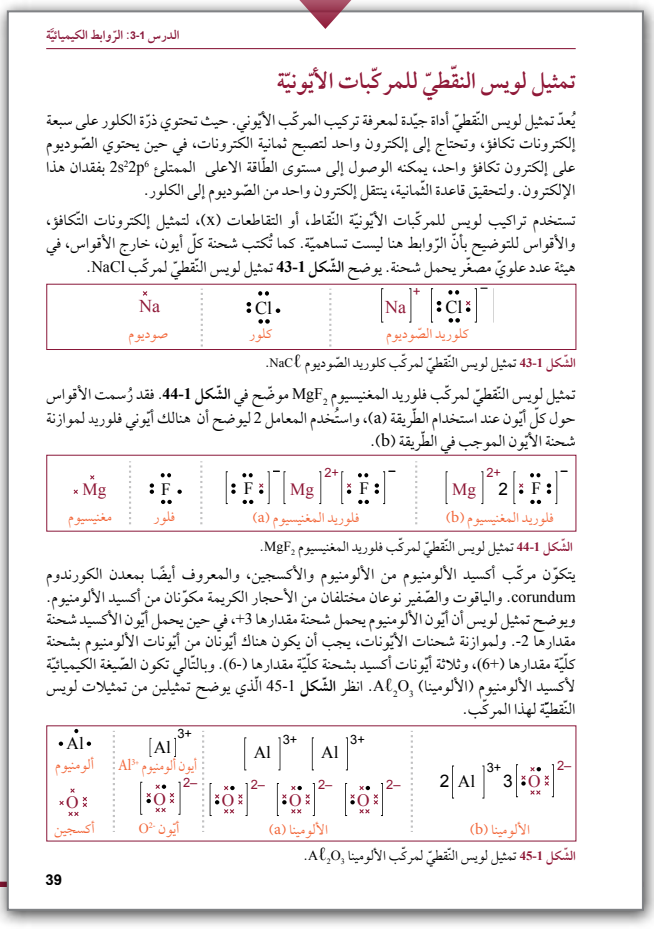
إزالة التّقاطع (أو النّقطة)

الصّوديوم

5. حدِّد الشّحنة من عدد الإلكترونات التي فُقِدت. ضع الأقواس المُربَّعة حولها، إشارةً إلى أن الشّحنة تنتمي إلى الأيّون.

أضف الشّحنة والأقواس

أيّون الصّوديوم



الدرس 1-3: الرّوابط الكيميائيّة

تمثيل لويس النّقطيّ للمركّبات الأيونيّة

يُعدّ تمثيل لويس النّقطيّ أداة جيّدة لمعرفة تركيب المركّب الأيوني. حيث تحتوي ذرّة الكلور على سبعة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترون واحد لتصبح ثمانية الكترونات، في حين يحتوي الصّوديوم على إلكترون تكافؤ واحد، يمكنه الوصول إلى مستوى الطّاقة الاعلى الممتلئ $2s^2 2p^6$ بفقدان هذا الإلكترون. ولتحقيق قاعدة الثّمانية، ينتقل إلكترون واحد من الصّوديوم إلى الكلور.

تستخدم تراكيب لويس للمركّبات الأيّونيّة النّقاط، أو التقاطعات (x)، لتمثيل إلكترونات التّكافؤ، والأقواس للتوضيح بأنّ الرّوابط هنا ليست تساهميّة. كما تُكتب شحنة كلّ أيون، خارج الأقواس، في هيئة عدد علويّ مصغّر يحمل شحنة. يوضح **الشّكل 1-43** تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب NaCl.

الشّكل 1-43 تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب كلوريد الصّوديوم NaCl.

تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب فلوريد المغنيسيوم MgF_2 موضّح في **الشّكل 1-44**. فقد رُسمت الأقواس حول كلّ أيّون عند استخدام الطّريقة (a)، واستُخدم المعامل 2 ليوضح أن هنالك أيّوني فلوريد لموازنة شحنة الأيّون الموجب في الطّريقة (b).

الشّكل 1-44 تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب فلوريد المغنيسيوم MgF_2.

يتكوّن مركّب أكسيد الألومنيوم من الألومنيوم والأكسجين، والمعروف أيضًا بمعدن الكورندوم corundum. والياقوت والصّفير نوعان مختلفان من الأحجار الكريمة مكوّنان من أكسيد الألومنيوم. ويوضح تمثيل لويس أن أيّون الألومنيوم يحمل شحنة مقدارها 3+، في حين يحمل أيّون الأكسيد شحنة مقدارها 2-. ولموازنة شحنات الأيّونات، يجب أن يكون هناك أيّونان من أيّونات الألومنيوم بشحنة كلّيّة مقدارها (+6)، وثلاثة أيّونات أكسيد بشحنة كلّيّة مقدارها (-6). وبالتّالي تكون الصّيغة الكيميائيّة لأكسيد الألومنيوم (الألومينا) Al_2O_3. انظر **الشّكل 1-45** الّذي يوضح تمثيلين من تمثيلات لويس النّقطيّة لهذا المركّب.

الشّكل 1-45 تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب الألومينا Al_2O_3.

39

الصّيغة الكيميائيّة للمركّبات الأيّونيّة الثّنائيّة

يحتوي المركّب الثّنائي على عنصرين فقط. تتمثّل الأفكار الرئيسة التي تحدِّد الصيغة الكيميائية للمركّب الأيّونيّ في الآتي:

1. يكون مجموع الشحنات الكلّي صفرًا.
2. تتمثّل الصيغة الكيميائية للمُركَّب الأيوني في صيغة الوحدة الواحدة، أي النسبة الأبسط من الأيونات الموجبة والأيونات السالبة في المُركَّب. مثال على ذلك كلوريد المغنيسيوم، الذي يتكوّن من أيونات المغنيسيوم Mg^{2+} وأيونات $C\ell^-$ وتكتب صيغته على الشكل الآتي:

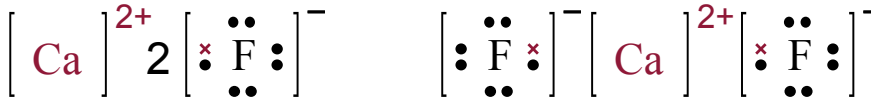
$MgC\ell_2$

يشير الرقم السفلي (2) إلى وجود ذرتي كلور

عدم وجود رقم سفلي إلى جانب الرمز يعني وجود ذرّة واحدة من المغنيسيوم في هذه الصيغة

3. مثال: استخدم تمثيل لويس النقطيّ كي تجد الصيغة الكيميائيّة للمركّب الأيونيّ الثنائيّ المكوّن من الفلور والكالسيوم. ابدأ من خلال العثور على الشحنات، وتمثيلات لويس النّقطيّة للأيونات.

كوِّن مركّبًا يحتوي على مجموع شحنات كلّية تساوي صفرًا. هذا يتطلب اثنين من أيونات الفلوريد لأيون الكالسيوم–



أشر إلى أن هناك طريقتين لرسم تمثيل لويس النّقطي.

1. قد يكون هناك تمثيل لويس نقطيّ واحد لكل أيّون في المركّب.
2. قد يكون هناك معامل يوضّح عدد أيّونات كل عنصر في المركّب. في المثال أعلاه، على الجانب الأيمن، يوجد معامل 2 أمام أيون الفلوريد.

الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

مثال 6

المسألة: استخدم تمثيل لويس النّقطيّ لإيجاد الصّيغة الكيميائيّة للمركّب الأيّوني الثنائي المكوّن من الكالسيوم والفلور.

الحلّ:

• ارسم تمثيلات لويس النّقطيّة لكلّ من الكالسيوم والفلور وأيوناتهما.

• لموازنة شحنة أيون الكالسيوم الّتي تساوي (2+)، يجب أن يتوفّر أيونا فلوريد؛ لأن شحنة كلّ منهما تساوي (1-)، إذًا الصّيغة الكيميائيّة الصّحيحة لهذا المركّب هي CaF_2.

مثال 7

المسألة: استخدم تمثيل لويس النّقطيّ لإيجاد الصّيغة الكيميائيّة للمركّب الأيّونيّ الثنائيّ المكوّن من النّيتروجين والبوتاسيوم.

الحلّ:

• ارسم تمثيلات لويس النّقطيّة لكلّ من النّيتروجين والبوتاسيوم وأيوناتهما.

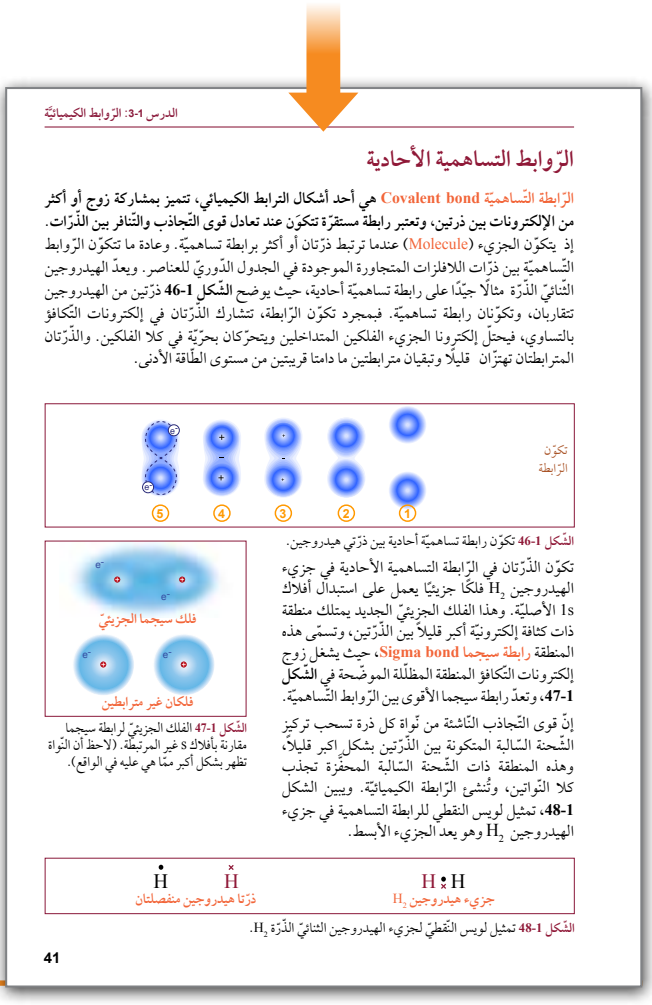
• لموازنة شحنة أيون النّيتريد والّتي تساوي (3-)، يجب أن تتوفّر ثلاثة أيونات بوتاسيوم؛ لأن شحنة كلّ منها تساوي (1+)، إذًا الصّيغة الكيميائيّة الصّحيحة لهذا المركّب هي K_3N.

40

الرّوابط التّساهميّة الأحادية

- الروابط التساهمية تتميّز بمشاركة الإلكترونات بين ذرّتين.
- الروابط التساهمية متمركزة، وهي تتكوّن بين ذرّتَيْن محددَّتين.
- الإلكترونات متمركزة، لأنها محصورة في «فلك جُزيئي» يتكوّن من الرابطة.
- الرابطة سيجما هي تداخل سحابتين إلكترونيتين، واحدة من كل ذرّة.
- الرّابطة التّساهميّة الأحاديّة تتضمَّن إلكترونين اثنين: واحد من كلّ ذرَّة؛ ومثالها الرابطة بين الهيدروجين والكلور في $HC\ell$، وفي مُركّب الماء H_2O، وكذلك مُركّب الأمونيا NH_3.
- تمثيل لويس النّقطيّ الخاص بالرابطة التّساهميّة الأحاديّة يحتوي على نقطة واحدة وتقاطع واحد بين رمزَي العنصرَين.
- دع الطلاب يتأملوا الشكل (1-47)، ثم يقارنوا بين مواقع أزواج الإلكترونات في الجُزيء. اطلب إليهم أن يقوِّموا استنتاجاتهم واستدلالاتهم. تأكد من أنهم قد توصّلوا إلى أن إلكترون ذرّة هيدروجين مفردة يقع ضمن مسافة محددة من النواة، وأن الإلكترونين يقضيان وقتًا أطول بين نواتي ذرّتي جُزيء الهيدروجين، مما يُحدِث ارتفاعًا في الكثافة الإلكترونية هناك.

- سل الطلاب: كيف يحدث الترابط بين ذرَّتين لا تميل أي منهما إلى فقد الإلكترونات، مثل H_2 و $C\ell_2$.
- وجِّه الطلاب إلى كتابة التوزيع الإلكتروني لذرَّتي H و $C\ell$ وتمثيل لويس النقطي لكل منهما.
- وضِّح لهم أن ذرَّتي الهيدروجين في جُزيء H_2، بفعل زوج الإلكترونات المشترك بينهما، تصلان إلى توزيع إلكتروني يشبه توزيع غاز الهيليوم، وتصبحان أكثر استقرارًا، في حين أن ذرّتي الكلور في جزيء $C\ell_2$ تتَّبعان قاعدة الثمانية.



الدرس 1-3: الرّوابط الكيميائيّة

الرّوابط التساهمية الأحادية

الرّابطة السّاهميّة **Covalent bond** هي أحد أشكال الترابط الكيميائي، تتميز بمشاركة زوج أو أكثر من الإلكترونات بين ذرتين، وتعتبر رابطة مستقرّة تتكوّن عند تعادل قوى التّجاذب والتّنافر بين الذّرّات. إذ يتكوّن الجزيء (Molecule) عندما ترتبط ذرّتان أو أكثر برابطة تساهميّة. وعادة ما تتكوّن الرّوابط التّساهميّة بين ذرّات اللافلزات المتجاورة الموجودة في الجدول الدّوريّ للعناصر. ويعدّ الهيدروجين الثّنائيّ الذّرّة مثالًا جيّدًا على رابطة تساهميّة أحادية، حيث يوضح الشّكل **1-46** ذرّتين من الهيدروجين تتقاربان، وتكوّنان رابطة تساهميّة. فبمجرد تكوّن الرّابطة، تتشارك الذّرّتان في إلكترونات التّكافؤ بالتساوي، فيحتلّ إلكترونا الجزيء الفلكين المتداخلين ويتحرّكان بحرّيّة في كلا الفلكين. والذّرّتان المترابطتان تهتزّان قليلًا وتبقيان مترابطتين ما دامتا قريبتين من مستوى الطّاقة الأدنى.

تكوّن الرّابطة

الشّكل **1-46** تكوّن رابطة تساهميّة أحادية بين ذرّتي هيدروجين.

تكوّن الذّرّتان في الرّابطة التساهمية الأحادية في جزيء الهيدروجين H_2 فلكًا جزيئيًا يعمل على استبدال أفلاك 1s الأصليّة. وهذا الفلك الجزيئيّ الجديد يمتلك منطقة ذات كثافة إلكترونيّة أكبر قليلاً بين الذّرّتين، وتسمّى هذه المنطقة رابطة سيجما **Sigma bond**، حيث يشغل زوج إلكترونات التّكافؤ المنطقة المظلّلة الموضّحة في الشّكل **1-47**، وتعدّ رابطة سيجما الأقوى بين الرّوابط التّساهميّة.

فلك سيجما الجزيئيّ

فلكان غير مترابطين

الشّكل **1-47** الفلك الجزيئيّ لرابطة سيجما مقارنة بأفلاك s غير المرتبطة. (لاحظ أن النّواة تظهر بشكل أكبر ممّا هي عليه في الواقع).

إنّ قوى التّجاذب النّاشئة من نواة كل ذرة تسحب تركيز الشّحنة السّالبة المتكونة بين الذّرّتين بشكل أكبر قليلاً، وهذه المنطقة ذات الشّحنة السّالبة المحفّزة تجذب كلا النّواتين، وتُنشئ الرّابطة الكيميائيّة. ويبين الشكل **1-48**، تمثيل لويس النقطي للرابطة التساهمية في جزيء الهيدروجين H_2 وهو يعد الجزيء الأبسط.

جزيء هيدروجين H_2 — ذرّتا هيدروجين منفصلتان

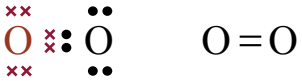
الشّكل **1-48** تمثيل لويس النّقطيّ لجزيء الهيدروجين الثنائيّ الذّرّة H_2.

41

الرّوابط التّساهميّة الثّنائيّة والثّلاثيّة

- الرّوابط التّساهمية قد تتضمَّن أربعة إلكترونات في الرّابطة الثّنائيّة، أو ستة إلكترونات في الرّابطة الثّلاثيّة.
- تمثيل لويس النّقطي للرابطة الثّنائيّة والثّلاثيّة موضّح أدناه:

الرّابطة الثنائيّة



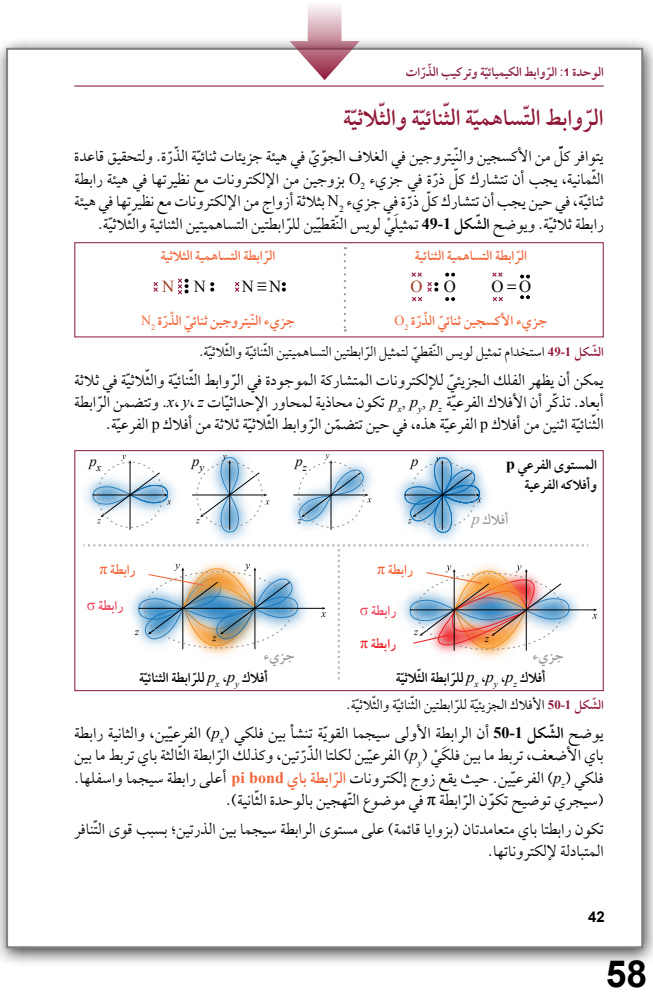
جزيء الأكسجين ثنائيّ الذّرّة O_2

الرّابطة الثّلاثيّة

جزيء النيتروجين ثنائيّ الذّرّة N_2

- ناقش قاعدة الثّمانية مع الرّوابط التّساهميّة. يُعدُّ الإلكترون المشترك بمثابة إلكترون تكافؤ للذرّتين كلتيهما. لذلك تحقّق كل ذرّة في الجُزيء قاعدة الثمانية.
- استخدم الشكل (1-50) لتُبيِّن كيفية تكوين الأفلاك الجزيئية للرابطتين الثنائية والثلاثية. وكلِّف الطلاب أن يصفوا كيفية تكوين الرابطة سيجما والرابطة باي، وأن يقارنوا بينهما.

رابطة سيجما أقوى وأطول من الرابطة باي.



الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

الرّوابط التّساهميّة الثّنائيّة والثّلاثيّة

يتوافر كلّ من الأكسجين والنّيتروجين في الغلاف الجوّيّ في هيئة جزيئات ثنائيّة الذّرّة. ولتحقيق قاعدة الثّمانية، يجب أن تتشارك كلّ ذرّة في جزيء O_2 بزوجين من الإلكترونات مع نظيرتها في هيئة رابطة ثنائيّة، في حين يجب أن تتشارك كلّ ذرّة في جزيء N_2 بثلاثة أزواج من الإلكترونات مع نظيرتها في هيئة رابطة ثلاثيّة. ويوضح **الشّكل 1-49** تمثيلَيْ لويس النّقطيّين للرّابطتين التساهميتين الثنائية والثّلاثيّة.

الرّابطة التساهمية الثنائية	الرّابطة التساهمية الثلاثية
جزيء الأكسجين ثنائيّ الذّرّة O_2	جزيء النيتروجين ثنائيّ الذّرّة N_2

الشّكل 1-49 استخدام تمثيل لويس النّقطيّ لتمثيل الرّابطتين التساهميتين الثّنائيّة والثّلاثيّة.

يمكن أن يظهر الفلك الجزيئيّ للإلكترونات المشاركة الموجودة في الرّوابط الثّنائيّة والثّلاثيّة في ثلاثة أبعاد. تذكّر أن الأفلاك الفرعيّة p_x، p_y، p_z تكون محاذية لمحاور الإحداثيّات x، y، z. وتتضمن الرّابطة الثّنائيّة اثنين من أفلاك p الفرعيّة هذه، في حين تتضمّن الرّوابط الثّلاثيّة ثلاثة من أفلاك p الفرعيّة.

الشّكل 1-50 الأفلاك الجزيئيّة للرّابطتين الثّنائيّة والثّلاثيّة.

يوضح **الشّكل 1-50** أن الرابطة الأولى سيجما القويّة تنشأ بين فلكي (p_x) الفرعيّين، والثانية رابطة باي الأضعف، تربط ما بين فلكَيْ (p_y) الفرعيّين لكلتا الذّرّتين، وكذلك الرّابطة الثّالثة باي تربط ما بين فلكي (p_z) الفرعيّين. حيث يقع زوج إلكترونات **الرّابطة باي pi bond** أعلى رابطة سيجما واسفلها. (سيجري توضيح تكوّن الرّابطة π في موضوع التّهجين بالوحدة الثّانية).

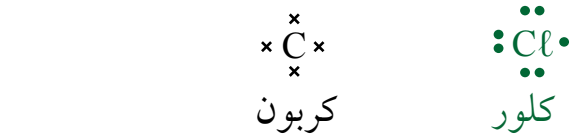
تكون رابطتا باي متعامدتان (بزوايا قائمة) على مستوى الرابطة سيجما بين الذرتين؛ بسبب قوى التّنافر المتبادلة لإلكتروناتها.

42

تمثيل لويس النقطي للمركبات التساهمية

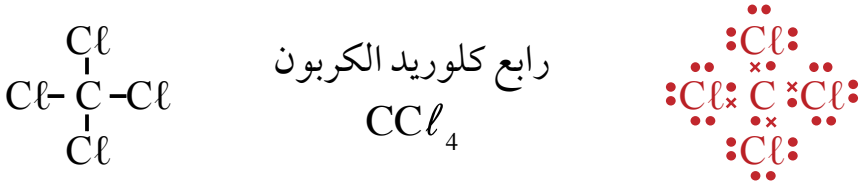
يُعدّ تمثيل لويس النقطي أداة جيدة لتحديد التركيب الجزيئيّ، من خلال تحقيق قاعدة الثمانية لكل ذرّة في الجزيء.

1. استخدم مثال رابع كلوريد الكربون.
2. ابدأ بتمثيل لويس النّقطيّ لكلا العنصرين.



3. سل الطلاب: كيف تستطيع ذرّة الكربون الحصول على الإلكترونات الأربعة التي تلزمها لتحقيق قاعدة الثمانية؟

يجب أن يكون هناك أربع ذرّات كلور حول كل ذرّة كربون، لأن كلّ ذرّة كلور تساهم بإلكترون واحد فقط.



4. ارسم تمثيل لويس النّقطي، واسأل الطّلاب عن مدى ارتباطه بالتّركيب الجزيئي الذي يعرفونه بالفعل.

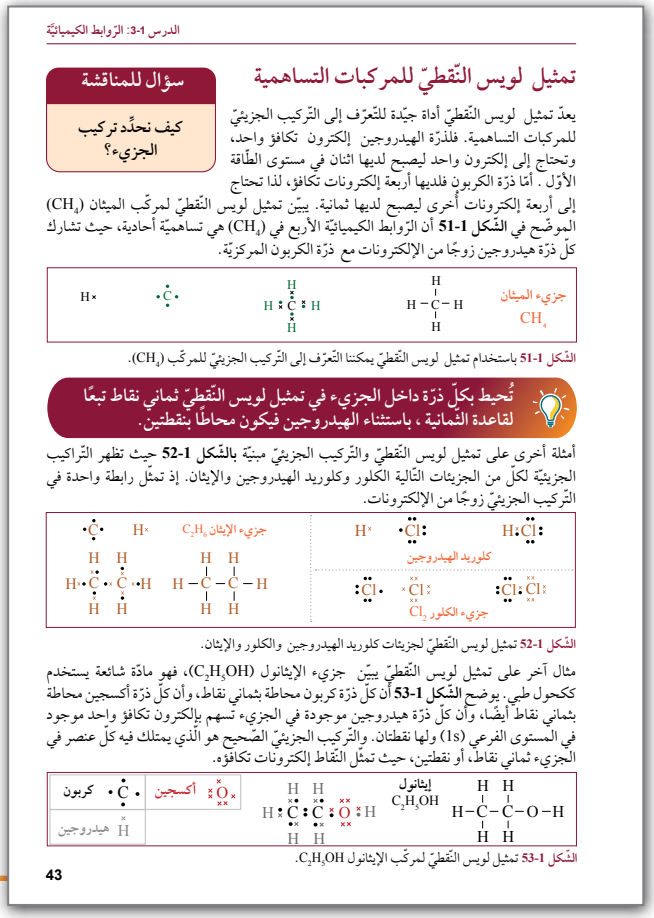
يظهر كل زوج من الإلكترونات نقطة / تقاطع رابطة واحدة.

5. اكتب الصيغة الكيميائية للإيثانول على السبّورة، وادعُ الطلاب إلى مساعدتك على تحديد التركيب الجُزيئي الخاص به.

بدءًا من ذرّات الكربون، أظهر للطلاب كيفية معرفة تمثيل لويس النقطي الصحيح. ابدأ بافتراض أن كل الروابط الأحاديّة. تأكد من تذكيرهم بأن الهيدروجين يحصل على اثنين من الإلكترونات (نقطة + تقاطع) بدلاً من ثمانية.

6. سل: هل هذا هو التّركيب الجزيئي الوحيد الصحيح؟

أظهر للطلاب التركيب الجزيئي لثنائي إيثيل الإيثر (diethyl ether).



الدرس 1-3: الرّوابط الكيميائيّة

تمثيل لويس النّقطيّ للمركبات التساهمية

سؤال للمناقشة
كيف نحدّد تركيب الجزيء؟

يعدّ تمثيل لويس النّقطيّ أداة جيّدة للتّعرّف إلى التّركيب الجزيئيّ للمركبات التساهمية. فلذرّة الهيدروجين إلكترون تكافؤ واحد، وتحتاج إلى إلكترون واحد ليصبح لديها اثنان في مستوى الطّاقة الأوّل. أمّا ذرّة الكربون فلديها أربعة إلكترونات تكافؤ، لذا تحتاج إلى أربعة إلكترونات أخرى ليصبح لديها ثمانية. يبيّن تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب الميثان (CH_4) الموضّح في الشّكل 1-51 أن الرّوابط الكيميائيّة الأربع في (CH_4) هي تساهميّة أحادية، حيث تشارك كلّ ذرّة هيدروجين زوجًا من الإلكترونات مع ذرّة الكربون المركزيّة.

جزيء الميثان CH_4

الشّكل 1-51 باستخدام تمثيل لويس النّقطيّ يمكننا التّعرّف إلى التّركيب الجزيئيّ للمركّب (CH_4).

تُحيط بكلّ ذرّة داخل الجزيء في تمثيل لويس النّقطيّ ثماني نقاط تبعًا لقاعدة الثّمانية، باستثناء الهيدروجين فيكون محاطًا بنقطتين.

أمثلة أخرى على تمثيل لويس النّقطيّ والتّركيب الجزيئيّ مبنيّة بالشّكل 1-52 حيث تظهر التّراكيب الجزيئيّة لكلّ من الجزيئات التّالية الكلور وكلوريد الهيدروجين والإيثان. إذ تمثّل رابطة واحدة في التّركيب الجزيئيّ زوجًا من الإلكترونات.

كلوريد الهيدروجين — جزيء الكلور Cl_2 — جزيء الإيثان C_2H_6

الشّكل 1-52 تمثيل لويس النّقطيّ لجزيئات كلوريد الهيدروجين والكلور والإيثان.

مثال آخر على تمثيل لويس النّقطيّ يبيّن جزيء الإيثانول (C_2H_5OH)، فهو مادّة شائعة يستخدم ككحول طبي. يوضح الشّكل 1-53 أن كلّ ذرّة كربون محاطة بثماني نقاط، وأن كلّ ذرّة أكسجين محاطة بثماني نقاط أيضًا، وأن كلّ ذرّة هيدروجين موجودة في الجزيء تسهم بإلكترون تكافؤ واحد موجود في المستوى الفرعي (1s) ولها نقطتان. والتّركيب الجزيئيّ الصّحيح هو الّذي يمتلك فيه كلّ عنصر في الجزيء ثماني نقاط، أو نقطتين، حيث تمثّل النّقاط إلكترونات تكافؤه.

كربون — أكسجين — هيدروجين — إيثانول C_2H_5OH

الشّكل 1-53 تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب الإيثانول C_2H_5OH.

43

تمثيل الرّوابط الثّنائيّة والثّلاثيّة باستخدام تمثيل لويس النقطي

تابع عملية حل مخطّط تمثيل لويس النقطي لثاني أكسيد الكربون، الذي يحتوي على رابطتين ثنائيَّتين.

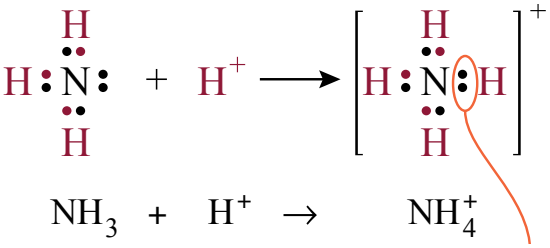
ردِّد القواعد الآتية:

1. ابدأ بإنشاء جميع الروابط الأحاديّة لكي تحسب جميع الذرّات.
2. أنشأ روابط ثنائيّة (أو ثلاثية)، كي تحقّق كل ذرّة قاعدة الثّمانية، من خلال مشاركة زوج إضافي من الإلكترونات، أو زوجين.
3. تتمثَّل الرابطة الثّنائيّة في أربعة إلكترونات تكافؤ لكلتا الذرّتين.

الرّوابط التّساهميّة التّناسقيّة

ارسم مخطّط تمثيل لويس النّقطيّ لأيّون الأمونيوم NH_4^+، واسأل الطلاب إن كان صحيحًا. واسأل: ما الذي يختلف؟

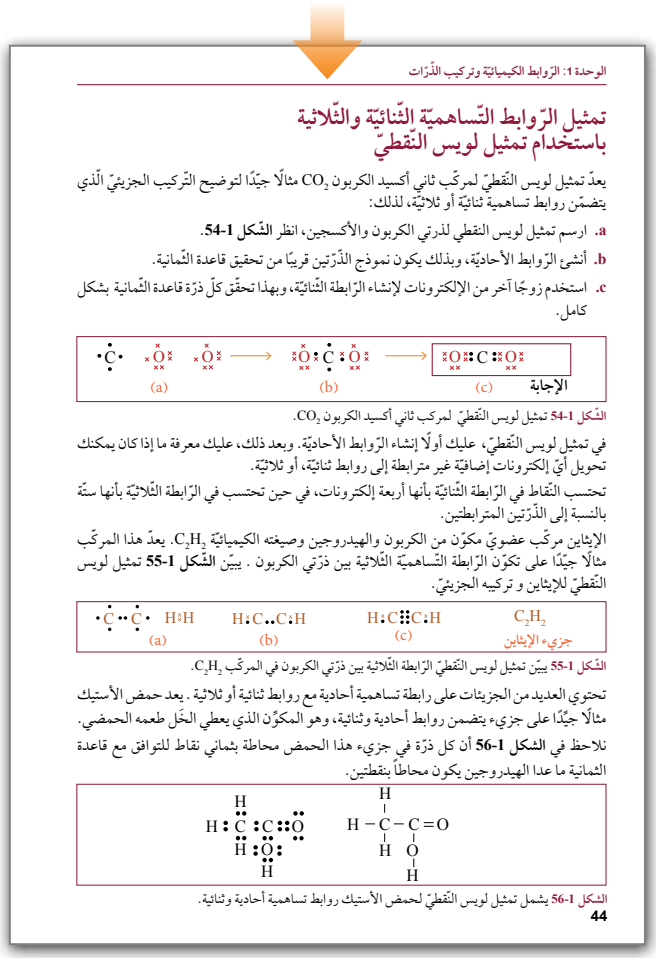
الرّابطة التساهميّة التناسقيّة



$NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$

زوج الإلكترونات يأتي من NH_3 حيث تساهم ذرة النيتروجين (ذرّة مانحة) في زوج من الإلكترونات غير مترابط، وتتشارك فيه مع أيّون الهيدروجين (ذرّة مستقبِلة)

- أشر إلى أنّ زوج الإلكترونات في رابطة واحدة يأتي من الذرّة نفسها. هذا هو تعريف الرّابطة التّساهميّة التّناسقيّة.
- استخدم السبّورة للعمل على حل مخطّط تمثيل لويس النقطي لأوّل أكسيد الكربون الواردة في كتاب الطّالب صفحة 45.



الوحدة 1: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

تمثيل الرّوابط التّساهميّة الثّنائيّة والثّلاثية باستخدام تمثيل لويس النّقطي

يعدّ تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب ثاني أكسيد الكربون CO_2 مثالًا جيّدًا لتوضيح التّركيب الجزيئيّ الّذي يتضمّن روابط تساهمية ثنائيّة أو ثلاثيّة، لذلك:

a. ارسم تمثيل لويس النقطي لذرتي الكربون والأكسجين، انظر **الشّكل 1-54**.

b. أنشئ الرّوابط الأحاديّة، وبذلك يكون نموذج الذّرّتين قريبًا من تحقيق قاعدة الثّمانية.

c. استخدم زوجًا آخر من الإلكترونات لإنشاء الرّابطة الثّنائيّة، وبهذا تحقّق كلّ ذرّة قاعدة الثّمانية بشكل كامل.

الشّكل 1-54 تمثيل لويس النّقطيّ لمركب ثاني أكسيد الكربون CO_2.

في تمثيل لويس النّقطيّ، عليك أولًا إنشاء الرّوابط الأحاديّة. وبعد ذلك، عليك معرفة ما إذا كان يمكنك تحويل أيّ إلكترونات إضافيّة غير مترابطة إلى روابط ثنائيّة، أو ثلاثيّة.

تحتسب النقاط في الرّابطة الثّنائيّة بأنها أربعة إلكترونات، في حين تحتسب في الرّابطة الثّلاثيّة بأنها ستّة بالنسبة إلى الذّرّتين المترابطتين.

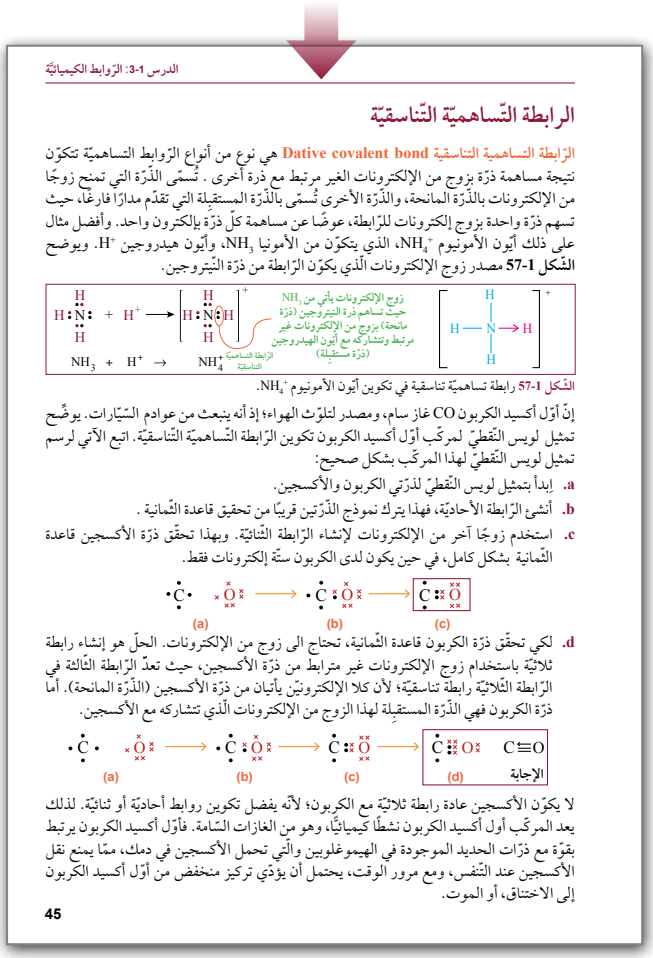
الإيثاين مركّب عضويّ مكوّن من الكربون والهيدروجين وصيغته الكيميائيّة C_2H_2. يعدّ هذا المركّب مثالًا جيّدًا على تكوّن الرّابطة التّساهميّة الثّلاثية بين ذرّتي الكربون . يبيّن **الشّكل 1-55** تمثيل لويس النّقطيّ للإيثاين و تركيبه الجزيئيّ.

الشّكل 1-55 يبيّن تمثيل لويس النّقطيّ الرّابطة الثّلاثية بين ذرّتي الكربون في المركّب C_2H_2.

تحتوي العديد من الجزيئات على رابطة تساهمية أحادية مع روابط ثنائية أو ثلاثية . يعد حمض الأستيك مثالًا جيّدًا على جزيء يتضمن روابط أحادية وثنائية، وهو المكوّن الذي يعطي الخَل طعمه الحمضي.

نلاحظ في **الشكل 1-56** أن كل ذرّة في جزيء هذا الحمض محاطة بثماني نقاط للتوافق مع قاعدة الثمانية ما عدا الهيدروجين يكون محاطاً بنقطتين.

الشكل 1-56 يشمل تمثيل لويس النّقطيّ لحمض الأستيك روابط تساهمية أحادية وثنائية.



الرابطة التّساهميّة التّناسقيّة

الرّابطة التساهمية التناسقية **Dative covalent bond** هي نوع من أنواع الرّوابط التساهميّة تتكوّن نتيجة مساهمة ذرّة بزوج من الإلكترونات الغير مرتبط مع ذرة أخرى . تُسمّى الذّرّة التي تمنح زوجًا من الإلكترونات بالذّرّة المانحة، والذّرّة الأخرى تُسمّى بالذّرّة المستقبِلة التي تقدّم مدارًا فارغًا، حيث تسهم ذرّة واحدة بزوج إلكترونات للرّابطة، عوضًا عن مساهمة كلّ ذرّة بإلكترون واحد. وأفضل مثال على ذلك أيّون الأمونيوم NH_4^+، الذي يتكوّن من الأمونيا NH_3، وأيّون هيدروجين H^+. ويوضح **الشّكل 1-57** مصدر زوج الإلكترونات الّذي يكوّن الرّابطة من ذرّة النّيتروجين.

الشّكل 1-57 رابطة تساهميّة تناسقية في تكوين أيّون الأمونيوم NH_4^+.

إنّ أوّل أكسيد الكربون CO غاز سام، ومصدر لتلوّث الهواء؛ إذ أنه ينبعث من عوادم السّيّارات. يوضّح تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب أوّل أكسيد الكربون تكوين الرّابطة التّساهميّة التّناسقيّة. اتبع الآتي لرسم تمثيل لويس النّقطيّ لهذا المركّب بشكل صحيح:

a. إبدأ بتمثيل لويس النّقطيّ للذرّتي الكربون والأكسجين.

b. أنشئ الرّابطة الأحاديّة، فهذا يترك نموذج الذّرّتين قريبًا من تحقيق قاعدة الثّمانية .

c. استخدم زوجًا آخر من الإلكترونات لإنشاء الرّابطة الثّنائيّة. وبهذا تحقّق ذرّة الأكسجين قاعدة الثّمانية بشكل كامل، في حين يكون لدى الكربون ستّة إلكترونات فقط.

d. لكي تحقّق ذرّة الكربون قاعدة الثّمانية، تحتاج الى زوج من الإلكترونات. الحلّ هو إنشاء رابطة ثلاثيّة باستخدام زوج الإلكترونات غير مترابط من ذرّة الأكسجين، حيث تعدّ الرّابطة الثّالثة في الرّابطة الثّلاثيّة رابطة تناسقيّة؛ لأن كلا الإلكترونيّن يأتيان من ذرّة الأكسجين (الذّرّة المانحة). أما ذرّة الكربون فهي الذّرّة المستقبِلة لهذا الزوج من الإلكترونات الّذي تتشاركه مع الأكسجين.

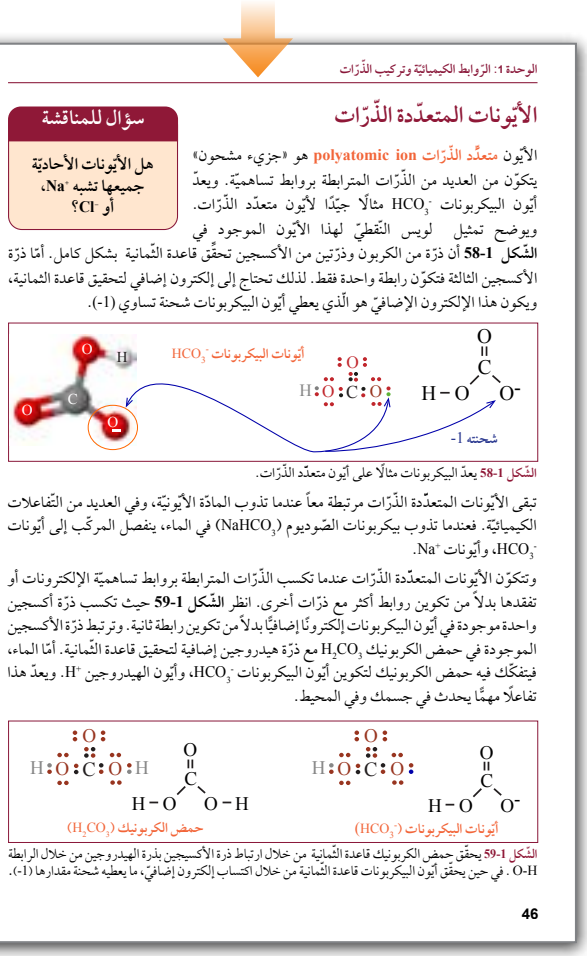
لا يكوّن الأكسجين عادة رابطة ثلاثيّة مع الكربون؛ لأنّه يفضل تكوين روابط أحاديّة أو ثنائيّة. لذلك يعد المركّب أول أكسيد الكربون نشطًا كيميائيًّا، وهو من الغازات السّامة. فأوّل أكسيد الكربون يرتبط بقوّة مع ذرّات الحديد الموجودة في الهيموغلوبين والّتي تحمل الأكسجين في دمك، ممّا يمنع نقل الأكسجين عند التّنفس، ومع مرور الوقت، يحتمل أن يؤدّي تركيز منخفض من أوّل أكسيد الكربون إلى الاختناق، أو الموت.

الأيّونات المتعدّدة الذّرّات

- عرّف الأيّون المتعدّد الذّرّات على أنّه جزيء مشحون.
- ارسم مخطّط تمثيل لويس النّقطي لأيّون البيكربونات HCO_3^-.
- أشر إلى الإلكترون الإضافي الذي يعطي أيّون البيكربونات شحنة تساوي (-1).
- تتكوّن الأيّونات المتعدّدة الذّرّات عندما تكسب الذّرّات، المترابطة بروابط تساهميّة، الإلكترونات أو تفقدها، بدلاً من تكوين روابط أكثر مع ذرّات أخرى.
- أعطِ أمثلة أخرى على أيونات متعدِّدة الذرّات مثل: NO_3^- و CO_3^{2-}، واعمل أنت والطلاب على كتابة تمثيل لويس النقطي لهذين الأيونين.

أمثلة ومسائل

اعمل على حل الأمثلة مع الطلاب، لتظهر كيفية الحصول على مخطّط تمثيل لويس النقطي للفورمالدهيد والبروبين. يحتوي البروبين على رابطة تساهمية ثنائيّة؛ لذلك يُمثّل توضيحًا جيدًا لتقنيّة الحل، التي تبدأ بالروابط الأحادية، تليها الروابط الثنائية والثلاثية.



الأيّونات المتعدّدة الذّرّات

سؤال للمناقشة

هل الأيونات الأحاديّة جميعها تشبه Na^+، أو Cl^-؟

الأيّون متعدّد الذّرّات polyatomic ion هو «جزيء مشحون» يتكوّن من العديد من الذّرّات المترابطة بروابط تساهميّة. ويعدّ أيّون البيكربونات HCO_3^- مثالًا جيّدًا لأيّون متعدّد الذّرّات. ويوضح تمثيل لويس النّقطيّ لهذا الأيّون الموجود في الشّكل 1-58 أن ذرّة من الكربون وذرّتين من الأكسجين تحقّق قاعدة الثّمانية بشكل كامل. أمّا ذرّة الأكسجين الثالثة فتكوّن رابطة واحدة فقط. لذلك تحتاج إلى إلكترون إضافي لتحقيق قاعدة الثمانية، ويكون هذا الإلكترون الإضافيّ هو الّذي يعطي أيّون البيكربونات شحنة تساوي (-1).

الشّكل 1-58 يعدّ البيكربونات مثالًا على أيّون متعدّد الذّرّات.

تبقى الأيّونات المتعدّدة الذّرّات مرتبطة معاً عندما تذوب المادّة الأيّونيّة، وفي العديد من التّفاعلات الكيميائيّة. فعندما تذوب بيكربونات الصّوديوم ($NaHCO_3$) في الماء، ينفصل المركّب إلى أيّونات HCO_3^-، وأيّونات Na^+.

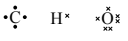
وتتكوّن الأيّونات المتعدّدة الذّرّات عندما تكسب الذّرّات المترابطة بروابط تساهميّة الإلكترونات أو تفقدها بدلاً من تكوين روابط أكثر مع ذرّات أخرى. انظر الشّكل 1-59 حيث تكسب ذرّة أكسجين واحدة موجودة في أيّون البيكربونات إلكترونًا إضافيًّا بدلاً من تكوين رابطة ثانية. وترتبط ذرّة الأكسجين الموجودة في حمض الكربونيك H_2CO_3 مع ذرّة هيدروجين إضافية لتحقيق قاعدة الثّمانية. أمّا الماء، فيتفكّك فيه حمض الكربونيك لتكوين أيّون البيكربونات HCO_3^-، وأيّون الهيدروجين H^+. ويعدّ هذا تفاعلًا مهمًّا يحدث في جسمك وفي المحيط.

الشّكل 1-59 يحقّق حمض الكربونيك قاعدة الثّمانية من خلال ارتباط ذرة الأكسجين بذرة الهيدروجين من خلال الرابطة O-H . في حين يحقّق أيّون البيكربونات قاعدة الثّمانية من خلال اكتساب إلكترون إضافيّ، ما يعطيه شحنة مقدارها (-1).

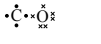
مثال 8

المسألة: ارسم تمثيل لويس النّقطيّ المحتمل لجزيء الميثانال ذي الصّيغة الكيميائيّة CH_2O والّذي يعرف بالفورمالدهيد.

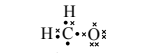
الحلّ: اكتب تمثيل لويس النّقطيّ للذّرّات الثّلاث C، H، O.



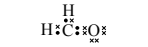
الكربون والأكسجين لديهما إلكترونات منفردة، لذلك صلْهما أولًا:



أضف ذرّتي الهيدروجين إلى كل جهة من ذرّة الكربون.



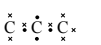
لم تحقّق كل من ذرّة الأكسجين وذرّة الكربون قاعدة الثّمانية، فقم بوضع الإلكترونات المفردة بينهما لتكوّن رابطة ثنائية.



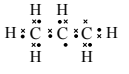
مثال 9

المسألة: ارسم تمثيل لويس النّقطيّ لتركيب محتمل لمركّب البروبين C_3H_6.

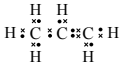
الحلّ: يمتلك الكربون إلكترونات منفردة أكثر، لذا صل ذرّات الكربون الثّلاث معًا.



أضف 6 ذرّات هيدروجين H، من خلال إضافة ذرّة واحدة إلى ذرّة كربون، ثم أضف الذّرّات الثّلاث المتبقية.



ذرّة الكربون الأوّل حقّقت قاعدة الثّمانية، في حين لم تحقّق ذرّتا الكربون الثّانية والثّالثة تلك القاعدة، فقم بوضع الإلكترونات المفردة الّتي بينهما لتكوّن رابطة ثنائية.



تقويم الدّرس 1-3

الإجابات

1. أيّ من العبارات الآتية تعدّ أفضل وصف للرّابطة التّساهميّة الأحاديّة؟
   - a. جسر من المادّة يربط ذرّتين معًا.
   - b. زوج من الإلكترونات المشتركة بين ذرّتين.
   - c. قوّة جذب للشّحنة الموجبة بين نوى الذّرّات.
   - d. عندما تتقارب الذّرّات بشكل كاف، فإنّ الجاذبيّة تجمعها معًا.

   الخيار الأفضل هو (b)

2. ارسم تمثيل لويس النّقطيّ لأيّون الألومنيوم Al^{3+}.

$$\left[Al \right]^{3+}$$

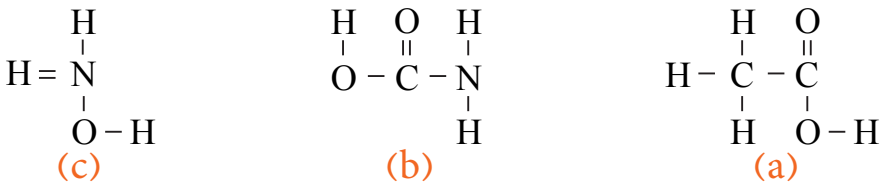
3. أحد تمثيلات لويس النّقطيّة أدناه يعدّ صحيحًا لمركّب متعادل مكوّن من النيتروجين والهيدروجين. اختر التّركيب الصّحيح، ثم وضّح لماذا تعدّ التّراكيب الثّلاثة الأخرى غير صحيحة.

   - a. **غير صحيح، لأنّه يُظهر أن النيتروجين يكوّن أربع روابط تساهميّة في جزيء متعادل.**
   - b. **صحيح، لأنّه يُظهر أن النيتروجين يكوّن ثلاث روابط تساهميّة في جزيء متعادل.**
   - c. **غير صحيح، لأنّه يُظهر أن النيتروجين يكوّن رابطتين أحاديتين ورابطة ثنائيّة (أربعة أزواج من الإلكترونات) في جزيء متعادل، والهيدروجين يكوّن رابطة ثنائيّة.**
   - d. **غير صحيح، لأنّه يظهر أن النيتروجين يكوّن رابطتين ثنائيّتين (أربعة أزواج من الإلكترونات) في جزيء متعادل، والهيدروجين يكوّن رابطتين ثنائيّتين.**

4. صف المقصود بقاعدة الثّمانية ، مستخدمًا أسلوبك الخاصّ.

عندما تتكوّن المُركّبات، فإن الذّرات تكسب الإلكترونات، أو تفقدها أو تتشارك فيها ليصبح لديها في معظم الأحيان ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير.

5. أيّ من أشكال التّراكيب الجزيئية المبيّنة أدناه لا يوجد على هيئة مركّب متعادل ومستقرّ؟ ولماذا؟



المركّب (c)، لأن ذرّة النيتروجين لديها أربع روابط في مركّب متعادل، وكذلك ذرّة الهيدروجين لديها رابطتان وهذا غير صحيح .

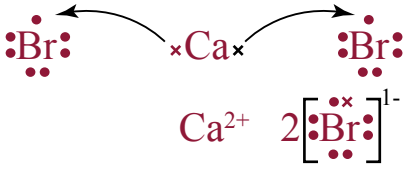
6. ارسم مخطّطات تمثيل لويس النّقطيّ للمركّبات الآتية:

a. N_2O_2

b. CO_2

c. HCN

d. $CaBr_2$



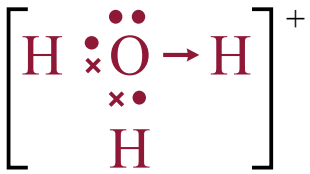
7. ما نوع الرّابطة في الحالات الآتية:

a. ارتباط الهيدروجين (H) مع النّيتروجين (N). رابطة تساهميّة أحاديّة.

b. ارتباط الصّوديوم (Na) مع الفلور (F). رابطة أيّونيّة.

c. ارتباط ذرّات البوتاسيوم K معًا. رابطة فلزّية.

8. ارسم مخطّط تمثيل لويس لأيّون الهيدرونيوم H_3O^+.



إعادة تدريس

الفكرة المهمة هنا هي أن الأنظمة تميل إلى التحرُّك بشكل طبيعي نحو الحالات التي تكون فيها الطاقة الكليّة أقلّ ما يمكن. وهذا يصحّ في الروابط الكيميائية، ولكن ليس من السهل أن نراها بالعين المجرَّدة. لذا، يمكنك تنفيذ نشاط عملي جيد باستخدام كُرتَي سكواتش ومقلاة مقعّرة. فالنظام المكوَّن من كُرَتي سكواتش موضوعتين في المقلاة المقعَّرة (مقلاة يستخدمها الصينيون في طهو الطعام) يُعدّ توضيحًا مناسبًا. ففي النهاية تستقر الكُرتان في مركز المقلاة المقعَّر. لماذا؟ لأن النظام المكوَّن من المقلاة المقعّرة والكُرتين يمتلك أدنى طاقة له عند هذا التموضع (التوزيع). لكن إذا أردنا ألّا تكون الكُرتان في مركز المقلاة المقعَّرة، فيجب إضافة طاقة إلى هذا النظام. وتعدُّ عملية تحريك المقلاة بحركة دائرية إحدى الطرائق لإضافة طاقة إلى هذا النظام. إذ يمكن للطلاب أن يعرفوا أن تردّدات معيّنة لعملية تحريك المقلاة بشكل سريع تؤدّي بالكرات إلى التحرُّك، حيث يمكن أن تخرجا من المقلاة. ويعد هذا نموذجًا جيدًا يوضِّح كيف تكون الإلكترونات محصورة في الذرّة، ويمكنها امتصاص طاقة، والتحرّك إلى مستويات طاقة أعلى. قل للطلاب: تخيّلوا أن ارتفاع جدران المقلاة المُقعَّرة يساوي ارتفاع جبل إيفرست (8,000 متر) وهذا مجرد تقريب لعمق «جدار الطاقة» في الرابطة الكيميائية.

إثراء

تُعدّ تراكيب لويس للأيونات طرائق جيدة لتوسيع فهم الطلاب وإدراكهم. فالعديد من الأيونات تمتلك تراكيب رنينية تكون مخادعة نوعًا ما، ومن الصعب معرفتها. وأفضل مثال على ذلك، أيون النترات NO_3^-.

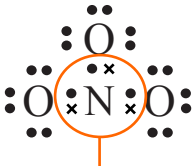
الخطوة 1:
عُدَّ إلكترونات التكافؤ.

NO_3^-

N O$_3$ $^-$

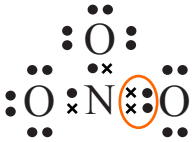
5 + 3(6) + 1 = 24

الخطوة 2:
املأ التركيب بالإلكترونات ابتداءً من الذرة الأكثر كهروسالبية (O).



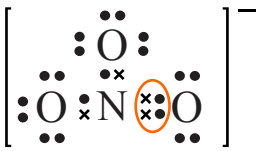
بعد وضع 24 إلكترونًا، لاحظ أن N تمتلك 6 إلكترونات، وليس 8.

الخطوة 3:
كوّن رابطة ثنائية لتتحقق بها قاعدة الثماني للنيتروجين.

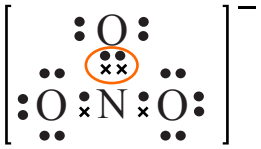


الخطوة 4:
تأكد إن كانت هنالك تراكيب رنينية أم لا.

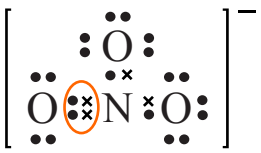
#1



#2



#3



الدّرس 1-1: التّركيب الذّرّي

1. اختر من جميع العبارات الآتية ما يعدّ **خطأ**.

a. كتل البروتون والنّيوترون والإلكترون هي نفسها تقريبًا.
b. شحنة البروتون الكهربائيّة تساوي شحنة الإلكترون، باستثناء أنّ إشارتيهما مختلفتان.
c. تجمع الرّوابط الأيّونيّة ذرّتين معًا، في حين تجمع الرّوابط التّساهميّة ذرّات متعدّدة.
d. يعرّف حجم الذّرّة بوساطة الإلكترونات، ولكنّ تُحدّد النّواة كتلتها بالكامل تقريبًا.

a. كتل البروتون والنّيوترون والإلكترون هي نفسها تقريبًا. (خطأ)
c. تجمع الرّوابط الأيّونيّة ذرّتين معًا، في حين تجمع الرّوابط التّساهميّة ذرّات متعدّدة. (خطأ)

2. أيّ من العبارات الآتية صحيحة؟

a. عدد الإلكترونات الكلّي في أي مستوى طاقة هو ثمانية.
b. لا يوجد إلكترونان في الذّرّة نفسها تكون لهما قيم أعداد الكمّ الأربعة نفسها.
c. أعداد الكمّ الأربعة لإلكترون في المستوى الفرعيّ $1s^1$ هي: $(+\frac{1}{2}, 0, 0, 2)$.
d. عدد الأفلاك في مستوى الطّاقة الرّئيس (n) يساوي $2n^2$.

b. لا يوجد إلكترونان في الذّرّة نفسها تكون لهما قيم أعداد الكمّ الأربعة نفسها. (صحيحة)

3. أيّ ممّا يأتي يعد أفضل وصف لمبدأ الاستبعاد؟

a. العدد الكلّي للإلكترونات في مستوى طاقة هو ثمانية إلكترونات.
b. يتّسع كل مستوى طاقة رئيس (n) لعدد إلكترونات يساوي $2+2n$.
c. عدد الإلكترونات في كل فلك فرعيّ (s، p_x، p_y، p_z) هو إلكترونان فقط.
d. لا يمكن أنّ يوجد عنصران لهما عدد الإلكترونات نفسه.

d. لا يمكن أنّ يوجد عنصران لهما عدد الإلكترونات نفسه.

4. أيّ من التّوزيعات الإلكترونيّة الآتية يعدّ ممكنًا؟

a. $1s^2 2s^2 2p^8$
b. $1s^2 2s^4 2p^4$
c. $1s^2 2s^2 2p^5$
d. $1s^2 2s^4 2p^6$

c. $1s^2 2s^2 2p^5$

5. أيّ من التّوزيعات الإلكترونيّة الآتية يعدُّ صحيحًا لذرّة تمتلك تسعة إلكترونات؟

a. $1s^2 2s^2 2p^5$
b. $1s^3 2s^3 3s^3$
c. $1s^2 2s^2 2p^6$
d. $1s^1 2s^2 2p^3 3s^2 3p^1$

a. $1s^2 2s^2 2p^5$

6. أيّ من العناصر الآتية يمتلك $2p^5$ بوصفه أعلى فلك طاقة يحتوي على إلكترونات؟

a. النّيتروجين
b. الأكسجين
c. الفلور
d. النّيون

c. **الفلور**

7. أيّ أزواج العناصر لها تركيب إلكترونات التّكافؤ نفسه، ولذلك لها خصائص كيميائيّة متشابهة؟ (قد يكون هناك أكثر من واحد.)

a. البورون والكبريت.
b. الجاليوم والألومنيوم.
c. اللّيثيوم والمغنيسيوم.
d. النّيتروجين والفوسفور.

b. **الجاليوم والألومنيوم.**
d. **النّيتروجين والفوسفور.**

8. أيّ ممّا يأتي لا يمثّل أعداد الكمّ الممكنة عندما تكون $n = 3$؟

a. $(n, l, m, s) = (3, 3, 3, -\frac{1}{2})$
b. $(n, l, m, s) = (3, 1, 2, +\frac{1}{2})$
c. $(n, l, m, s) = (3, 1, 1, -\frac{1}{2})$
d. $(n, l, m, s) = (3, 0, 1, -\frac{1}{2})$

a. $\mathbf{(n, l, m, s) = (3, 3, 3, -\frac{1}{2})}$

9. أيّ زوج من العناصر الآتية يعدّ الأكثر احتمالًا لتكوين مركّب أيّونيّ، عندما يتّحدان معًا؟

a. الأكسجين والكربون.
b. الليثيوم والبروم.
c. النّيتروجين والكلور.
d. الفوسفور والفلور.

b. **الليثيوم والبروم.**

10. الرابطة التساهميّة التناسقيّة:

a. تتضمّن أربعة إلكترونات.
b. تتضمّن مشاركة إلكترونين من الذّرّة نفسها.
c. تتضمّن زوجًا ثالثًا من الإلكترونات في روابط ثلاثيّة.
d. تتضمّن إلكترونات من نوعين مختلفين من الأفلاك مثل s و p.

b. **تتضمّن مشاركة إلكترونين من الذّرّة نفسها.**

11. كم عدد البروتونات وعدد الإلكترونات الموجودة في ذرّة كالسيوم واحدة Ca؟

تحتوي ذرّة الكالسيوم Ca الواحدة على 20 إلكترونًا، و20 بروتونًا.

12. كم عدد الإلكترونات الموجودة في ذرّة النّيون Ne؟

10 إلكترونات.

13. كم عدد البروتونات وعدد الإلكترونات الموجودة في أيّون O^{2-}؟

8 بروتونات، و10 إلكترونات

14. اكتب ترتيب ملء الأفلاك بالإلكترونات لمستويات الطّاقة الأربعة الأولى.

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p

15. اذكر العلاقة بين تركيب الجدول الدوريّ ومستويات الطاقة في الذرّة.

تعد كل دورة في الجدول الدوري مستوى طاقة واحدًا، عناصر الدورة الواحدة لديهم عدد مستويات طاقة متساوية

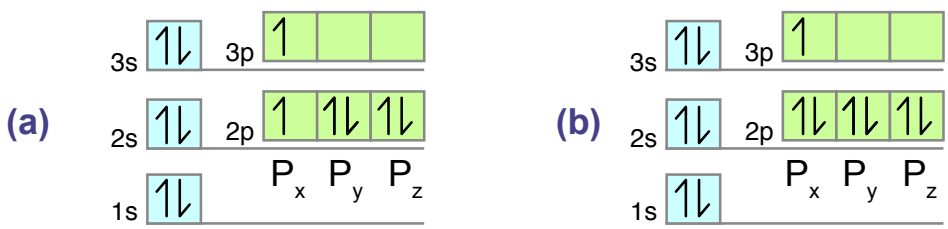
16*. لا تشغل جميع الإلكترونات الموجودة في الذّرّة أدنى مستوى للطّاقة. بيّن السبّب، واشرح كيف يتطوّر تركيب الإلكترونات مع ازدياد العدد الذّرّي.

ينص مبدأ أوفباو على أن مستويات الطاقة ذات الطاقة الدنيا تُملأ بالإلكترونات، أوّلًا، ثم المستويات ذات الطاقة العليا. وينص مبدأ الاستبعاد على أن من غير الممكن أن يمتلك إلكترونان أرقام الكم الأربعة نفسها في الذرّة عينها. وهذا يعني أن الذرّات التي تحتوي على مزيد من الإلكترونات يجب أن تمتلك إلكترونات تقع في أفلاك ذات مستوى أعلى، وذات طاقة أعلى.

17*. اشرح الفرق بين الفلك والمستوى الفرعيّ، وأعطِ مثالًا على ذلك.

يحتوي المستوى الفرعي على الأفلاك جميعها، والتي تحمل رقمَي الكم n، و ℓ أنفسهما. في حين يعد الفلك جزءًا من المستوى الفرعي الذي يمتلك قيمًا مختلفة لرقم الكم m. يحتوي المستوى الفرعي p، مثلًا، على الأفلاك p_x، وp_y، وp_z.

18. أيّ من المخطّطين أدناه يظهر ذرّة في حالة إثارة؟ اشرح لماذا تعتقد أنّ إجابتك صحيحة.



يبيِّن المخطط (a) الذرّة التي تكون في حالة إثارة؛ لأن أفلاك 2p غير ممتلئة بشكل كامل، بالإضافة إلى وجود إلكترون في الفلك 3p الذي يقع في مستوى طاقة أعلى.

**19. اشرح لماذا تختلف طاقات الأفلاك. استخدم مفهوم قوى الجذب بين الإلكترونات والنّواة.

غالبًا ما تكون طاقة الإلكترون محدّدة بقوى الجذب الإلكتروستاتيكية من شحنة الإلكترون السالبة وشحنة النواة الموجبة. لذلك ينشأ مستوى الطاقة (وبالتالي الأفلاك) من تفاعل القوى الإلكتروستاتيكية بين الإلكترون وشحنة نواة الذّرة ومن العزم الزاوي للإلكترون (حركية ومغناطيسية). لذلك فإن الإفلاك، التي تحتوي على إلكترونات بعيدة عن النواة تمتلك طاقة أكبر.

**20. هل تتوقّع أنّ تكون لطاقة الفلك (2s) الموجودة في ذرّة اللّيثيوم طاقة الفلك نفسها في ذرّة الكربون؟ علِّل إجابتك.

ستكون الطاقة مختلفة؛ لأن ذرّة الكربون تمتلك ستة بروتونات في نواتها، مقارنة بثلاثة بروتونات موجودة في نواة ذرّة الليثيوم. فالبروتونات الستّة تؤثر بقوة جذب أقوى من البروتونات الثلاثة. كما ستكون طاقات الإلكترون مختلفة؛ لأن قوى جذبها مختلفة، حتى وإن كانت الإلكترونات تبعد متوسط المسافة نفسه عن النواة.

21. ابحث في تاريخ اكتشاف تركيب الذّرّة. أعدَّ عرضًا تقديميًّا powerpoint يوضح تطوّر الأفكار من العصور القديمة إلى يومنا هذا. ينبغي أنّ يشتمل العرض على الرسوم البيانيّة للنماذج المختلفة الرئيسة جنبًا إلى جنب مع المعالم المهمّة والعلماء والتّواريخ.

تتنوع الإجابات، ولكن ينبغي أن تتضمَّن على الأقل نماذج كل من العلماء ديموقريطوس، أو ليوكيبوس، ودالتون، ورذر فورد، وبور.

الدّرس 1-2: التّوزيع الإلكترونيّ

22. ماذا يمثّل الرقم 3 في التّوزيع الإلكترونيّ الآتي: $1s^2 2s^2 2p^3$؟

وجود ثلاثة إلكترونات في المستوى الفرعي 2p.

23. اكتب التّركيب الإلكترونيّ للعناصر الآتية:

a. البوتاسيوم K - **$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$**

b. الباريوم Ba - **$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2$**

c. السّيليكون Si - **$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$**

d. البروم Br - **$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$**

24. استنتج عدد إلكترونات التّكافؤ، وتكافؤ كلّ من العناصر الواردة في السّؤال رقم 23.

a. البوتاسيوم K: **عدد إلكترونات التكافؤ 1، والتكافؤ 1.**

b. الباريوم Ba: **عدد إلكترونات التكافؤ 2، والتكافؤ 2.**

c. السّيليكون Si: **عدد إلكترونات التكافؤ 4، والتكافؤ 4.**

d. البروم Br: **عدد إلكترونات التكافؤ 7، والتكافؤ 1.**

25. عنصر لديه التّركيب الإلكترونيّ الآتي في المستوى الاعتياديّ $1s^2 2s^2 2p^2$. أجب عمّا يلي:

a. ما العدد الذّريّ لهذا العنصر؟ علِّل إجابتك.

عدده الذري 6، لأنه يساوي مجموع عدد الإلكترونات الموجودة في الأفلاك.

b. ما عدد إلكترونات التّكافؤ لهذا العنصر؟ **عدد إلكترونات تكافؤه 4.**

c. ما تكافؤ هذا العنصر؟ **تكافؤه 4.**

26. استعن بالجدول الدّوريّ، لتحديد اسم ورمز العنصر الّذي له التّركيب الإلكترونيّ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$؟ علّل إجابتك.

المغنيسيوم (Mg)؛ لأن عدده الذرّي يساوي 12، ويقع في المجموعة الثانية.

27. اشرح لماذا يكوِّن الصّوديوم أيّونًا ذا شحنة كهربائيّة (+1) بينما يكوِّن الكالسيوم أيّونًا ذا شحنة كهربائيّة (+2).

يمتلك الصوديوم التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$، ويفقد إلكترون تكافؤه الوحيد ليكوّن أيونًا ذا شحنة كهربائية (+1). أما الكالسيوم فيمتلك التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$، لذا يفقد إلكترونَيْ تكافؤه، مكوِّنًا أيونًا ذا شحنة كهربائية (+2).

28. لماذا يكوِّن الكلور أيّونًا شحنته الكهربائيّة (-1)؟

يمتلك الكلور 7 إلكترونات تكافؤ، ويحتاج إلى إلكترون واحد ليحقِّق قاعدة الثمانية، لذا يميل إلى كسب إلكترون واحد، فتصبح شحنته الكهربائية (-1).

29. ما القاسم المشترك بين التّوزيعات الإلكترونيّة للفلزّات القلويّة الأرضيّة Ca، Be وMg؟

جميعها تمتلك إلكترونَيْ تكافؤ في المستوى الفرعي s.

30. ما القاسم المشترك بين التّوزيعات الإلكترونيّة للعناصر Ar ، Ne ، He ، و Xe؟ علِّل إجابتك.

جميعها غازات نبيلة (خاملة)، وتمتلك جميعها توزيعات إلكترونية ذات مستويات طاقة ممتلئة كلّيًّا بالإلكترونات.

31.* سمِّ أيّونين لهما توزيع إلكترونيّ مماثل للتّوزيع الإلكترونيّ لعنصر الهيليوم He.

Li^+، وBe^{2+} لهما التوزيع الإلكتروني نفسه للهيليوم He.

32. اكتب التّوزيعات الإلكترونيّة للأيّونات الآتية.

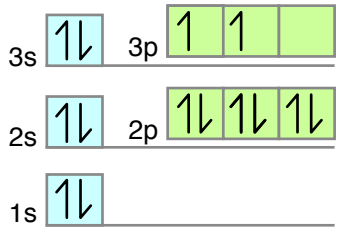
a. P^{3-}: **توزيعه الإلكتروني $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$**

b. S^{2-}: **توزيعه الإلكتروني $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$**

c. Cl^-: **توزيعه الإلكتروني $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$**

d. Al^{3+}: **توزيعه الإلكتروني $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$**

33. اكتب التّوزيع الإلكترونيّ بحسب مبدأ أوفباو لذرّة عنصر لديه المخطّط الإلكترونيّ أدناه.



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

34.* فسّر سبب اعتبار التّوزيع الإلكترونيّ الآتي: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1 4p^3$ غير صحيح، ثمّ اكتب التّوزيع الإلكترونيّ الصّحيح لعدد الإلكترونات نفسه.

يجب ملء الفلك 4s قبل الفلك 3d، كما يجب ملء الفلك 4s بإلكترونين قبل البدء بملء الفلك 4p، لذا فإن التوزيع الإلكتروني الصحيح سيكون على النحو الآتي:

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

35. تحتوي ذرّات الأكسجين على ستّة إلكترونات تكافؤ. لماذا تميل ذرّات الأكسجين إلى تكوين رابطتين بدلًا من ستّ روابط؟

توجد أربع إلكترونات تكافؤ من الستة في ذرّة الأكسجين على هيئة زوجين تاركة إلكترونين منفردين فقط غير مرتبطين مستعدين للترابط.

36.* اشرح الفرق بين إلكترونات التّكافؤ والتّكافؤ باستخدام عنصر النّيتروجين كمثال.

إلكترونات التكافؤ هي الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الأعلى الممتلئ كليًا أو جزئيًا. أمّا التكافؤ فيصف عدد إلكترونات التكافؤ المنفردة غير المرتبطة والمستعدة للارتباط. فالنيتروجين مثلًا، يمتلك خمسة إلكترونات تكافؤ، منها اثنان يشكلان زوجًا مترابطًا وتبقى ثلاثة إلكترونات منفردة مستعدة للارتباط. لذا يكون تكافؤ النيتروجين 3.

الدّرس 1-3: الرّوابط الكيميائيّة

37. اذكر نصّ قاعدة الثّمانية.

عندما تتكوّن المركّبات، فإنّ الذّرّات تكسب الإلكترونات أو تفقدها أو تشارك فيها ليصبح لديها في معظم الأحيان ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير.

38. اشرح سلوك الإلكترونات المختلف خلال تكوين الرّوابط التّساهميّة والرّوابط الأيّونيّة.

تكون الإلكترونات الموجودة في الروابط التساهمية مشتركة بين زوج من الذرّات، في حين تنتقل الإلكترونات في الرابطة الأيونية من ذرّة إلى أخرى.

39. توقّع الصّيغة الكيميائيّة لمركّب يتكوّن باتحاد العنصرين اللّيثيوم Li والفلور F. علّل إجابتك.

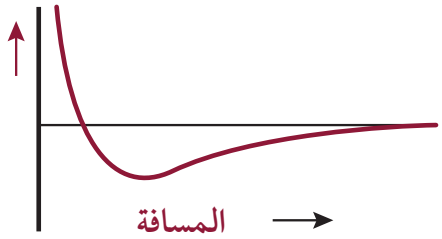
يكوّن الليثيوم أيونًا شحنته الكهربائية (+1)، في حين يكوّن الفلور أيونًا شحنته الكهربائية (-1)، وتكون الصيغة الكيميائية للمركّب الأيوني المتكوِّن في صورة LiF؛ لأن نسبة أيونات الليثيوم إلى أيونات الفلور هذه (1:1)؛ لتصبح شحنة هذا المُركَّب متعادلة في النهاية.

40*. توقّع الصّيغة الكيميائيّة لمركّب يتكوّن باتحاد العنصرين المغنيسيوم Mg والبروم Br. علّل إجابتك.

الصيغة $MgBr_2$

يكوّن المغنيسيوم أيونًا شحنته الكهربائية (+2)، في حين يكوّن البروم أيونًا شحنته الكهربائية (-1)، لذا يحتاج المغنيسيوم إلى أيونين بروميد لموازنة شحنة أيون المغنيسيوم، وهكذا تكون الصيغة $MgBr_2$.

41.** يبيّن الرّسم البيانيّ طاقة نظام مكوّن من ذرّتين. لماذا تكون قيمة الطّاقة صفرًا عندما تكون الذّرّات متباعدة؟ وماذا يحدث للطّاقة عندما تتّحد الذّرّات برابطة كيميائيّة؟



تكون قيمة الطاقة صفرًا عندما تكون الذرّات متباعدة؛ لعدم وجود قوة مؤثرة بينها، لإنشاء فرق في الطاقة بين موضع وآخر. وعندما تتقارب الذّرات، يكون «التقارب» بين كل ذرّة وذرّة ناتجًا من تأثير قوة تجاذب. آنذاك يُطلق النظام الناشئ من الذرّتين هذه الطاقة. وعندما تترابط الذرّات سيخسر النظام الطاقة بوساطة النظام. وغالبًا ما تكون هذه الطاقة في هيئة طاقة يمتصُّها ما يحيط بهذا النظام.

42.* بيّن الفرق بين الرّوابط الأيّونيّة والتساهمية، من حيث سلوك الإلكترونات (تمركز الإلكترونات).

تكون الإلكترونات الموجودة في الروابط الأيونية متمركزة باتجاه ذرّة واحدة، في حين تكون الإلكترونات الموجودة في الروابط التساهمية متمركزة بين الذرتين.

43. اشرح بأسلوبك الخاصّ لماذا لا تكوِّن الغازات النّبيلة الرّوابط الكيميائيّة بشكل طبيعيّ.

لأن التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة (الخاملة) يكون عادة عند أدنى مستوى للطاقة؛ لامتلاكه مستويات طاقة ممتلئة بالإلكترونات بشكل كامل. ولن يكون هنالك دافع أو حافز للطاقة لتكوين روابط كيميائية.

44. ما هي العناصر الّتي تعتقد أنّها يمكن أنّ تكوِّن مركبًا مع أيون الكربونات مماثلًا لمركّب كربونات الكالسيوم، $CaCO_3$؟ علّل إجابتك مستخدمًا التّوزيع الإلكترونيّ لكلّ عنصر.

يمتلك الكالسيوم توزيعًا إلكترونيًّا لإلكترونات التكافؤ في صورة $4s^2$، وأي عنصر يمتلك إلكترونَيْ تكافؤ يمكنه أن يحل محل الكالسيوم. لذا نتوقّع أن يكون المُركّبان $BeCO_3$، و$MgCO_3$، مماثلين للمركّب $CaCO_3$.

45.* استخدم التّوزيع الإلكترونيّ لتحديد العنصر الّذي يختلف كيميائيًّا عن العناصر الأخرى في مجموعة العناصر الآتية: الفوسفور والسّيليينيوم والكبريت، والأكسجين.

التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الأربعة يكون على النحو الآتي:

الفوسفور (P): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

السيلينيوم (Se): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$

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

الأكسجين (O): $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

تمتلك عناصر السيلينيوم، والكبريت، والأكسجين، توزيعًا إلكترونيًّا لإلكترونات التكافؤ في هيئة ns^2np^4 باستثناء عنصر الفوسفور. لذا نتوقّع أن يكون عنصر الفوسفور مختلفًا كيميائيًّا عن العناصر الثلاثة الأخرى.

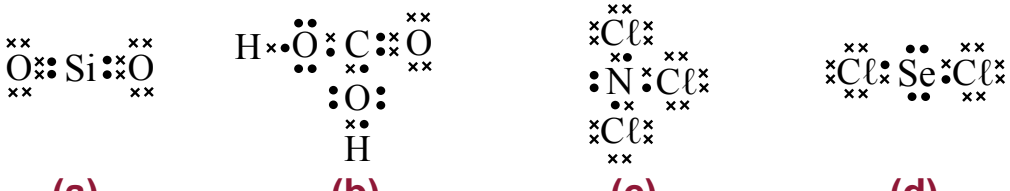
46. ارسم تمثيل لويس النّقطيّ (التّقاطع والنّقط)، المحتمل لكلّ من المركّبات التالية:

a. SiO_2

b. H_2CO_3

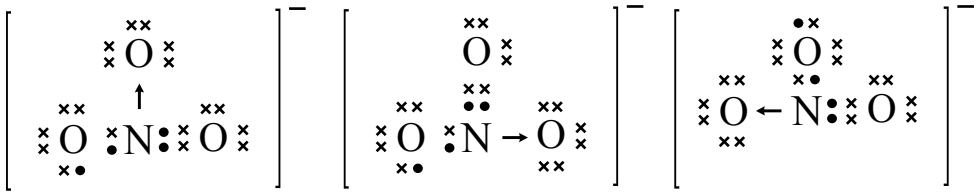
c. $NC\ell_3$

d. $SeC\ell_2$



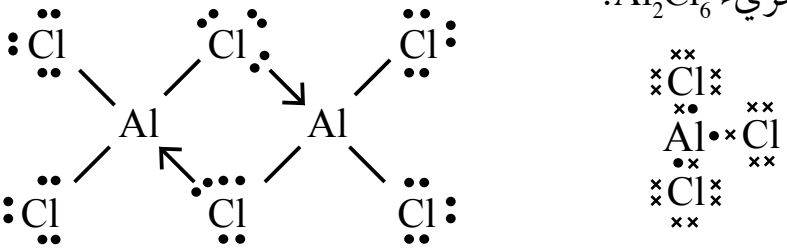
(a) **(b)** **(c)** **(d)**

**47. ارسم تمثيلًا واحدًا محتملًا من تمثيلات لويس النّقطيّة، للأيون المتعدّد الذّرّات النيترات NO_3^-.



هناك ثلاثة تمثيلات محتملة، وفي كل منها تكون إحدى الروابط في هيئة رابطة تساهمية تناسقية موجودة في الرابطة بين إحدى ذرّات الأكسجين وذرّة النيتروجين. لذا يجب على الطلاب البحث في هذا التمثيل؛ لأن من الصعب العمل عليه والحصول على هذه النتيجة باستخدام القواعد البسيطة التي يعرفونها.

48. الألومنيوم والكلور يشكّلان دايمر - dimer، وهو مركّب يتكوّن من وحدات فرعية متطابقة. والوحدة الفرعيّة هي $AlCl_3$ وجزيء dimer هو Al_2Cl_6. ارسم تمثيل لويس النّقطيّ لجزيء Al_2Cl_6.



هناك رابطة تساهمية تناسقية موجودة في الرابطة الثنائية Al = Cl في جزي $AlCl_3$. لذا يجب على الطلاب البحث في تمثيل كل من $AlCl_3$، وAl_2Cl_6؛ لأن من الصعب العمل عليهما، والحصول على هذه النتيجة باستخدام القواعد البسيطة التي يعرفونها.

49. بعض الغازات النّبيلة تكوّن مركّبات مع بعض العناصر الأخرى، على الرّغم من وجود ثمانية إلكترونات في المستويات الفرعيّة s و p. ابحث على الأقلّ عن اثنين من هذه المركّبات، ثمّ اشرح سبب تكوّنها، مستخدمًا مفاهيم من هذه الوحدة. بيّن سبب عدم تكوين عناصر الغازات النّبيلة الأخرى مركّبات.

الغازات النبيلة الخفيفة (He ،Ne ،Ar) لا تكوّن مركّبات، في حين تمتلك الغازات النبيلة الثقيلة إلكترونات بعيدة عن النواة، وتكون الاختلافات في الطاقة صغيرة جدًا بين الأفلاك، مما يتيح لكل من Rn ،Kr ،Xe تكوين مركّبات مع العناصر ذات الكهروسالبية المرتفعة، مثل الفلور F. ويعدُّ سداسي فلوريد الزنون XeF_6 مثالًا جيدًا على ذلك.

سلم علامات تقديري لمشروع مركّبات الغازات النبيلة	العلامة
المحتوى	
يحدّد أكثر من خمسة مركّبات لعنصر Xe، تتضمّن XeF_2، وXeF_4، وXeF_6، ومركّبًا واحدًا لعنصر الرادون Ra، ومركّبًا واحدًا على الأقل لعنصر الكريبتون Kr. ويذكر أن الهيليوم He والنيون Ne ليس لهما مركّبات معروفة، وأن الآرجون Ar يكوّن مركّبات في حالات انخفاض درجة الحرارة بشكل كبير جدًا فقط. ويذكر أن حجب الإلكترونات الخارجية عن جذب النواة لها بوساطة الإلكترونات الداخلية يجعل إلكترونات تكافؤ Xe تنجذب نحو العناصر ذات الكهروسالبية المرتفعة، مثل F، وCl. ويذكر أن العناصر الخفيفة تفتقر إلى هذا الحجب، ولذلك لا تكوّن العناصر He، وNe، وAr مركّبات لها.	5
يحدّد على الأقل مركّبًا واحدًا لعنصر Xe مثل XeF_2، وXeF_4، وXeF_6، ويذكر أن الهيليوم والنيون ليس لهما مركّبات معروفة. ويذكر أن المركّبات الكبيرة تمتلك إلكترونات خارجية أقل ارتباطًا، ويمكنها الارتباط بالهالوجينات.	3
يحدّد المركّب XeF_6 فقط، ولا يذكر أي شيء عن نظرية الترابط.	1
التنظيم	
تكون هناك أفكار متعددة متعلّقة بالحقائق ومرتّبة بشكل منطقي، ومدعّمة بأمثلة متعددة. وتكون النقاط المفاهيمية الرئيسة صحيحة، كذلك يستطيع القارئ تتبُّع خط متّسق من التعليل بشكلٍ منطقي.	5
تكون إحدى الأفكار الجوهرية، أو إحدى الحقائق على الأقل، مرتّبة بشكل منطقي، ومدعّمة بأمثلة متعدِّدة، ولا وجود لأخطاء مفاهيمية. كذلك يستطيع القارئ تتبُّع خط متّسق من التعليل بشكل منطقي.	3
تكون الحقائق مذكورة من غير دليل واضح، ولا مثال، وترد أخطاء مفاهيمية كثيرة، كذلك يصعب على القارئ ملاحظة خط متسق من التعليل المنطقي.	1
طريقة العرض	
تكون النصوص منسّقة، ومطبوعة حاسوبيًّا، وقابلة للقراءة مع توافر إيضاحات متعددة، وجداول، ورسومات، أو مخططات تدعم الأفكار المفتاحية والحقائق. ويكون النص خاليًا من الأخطاء اللغوية والإملائية.	5
تكون النصوص منسّقة، وقابلة للقراءة، مع توافر قليل من الإيضاحات والمخططات، أو عدم توافرها. ويكون النص مقبولًا من الناحيتين اللغوية والإملائية.	3
تكون النصوص مكتوبة بخط اليد وبشكل غير مرتّب، أو مطبوعة حاسوبيًّا مع وجود أخطاء لغوية وإملائية.	1
المجموع	

أوراق عمل

الاسم ..... التاريخ .....

نشاط 1-1 أشكال الأفلاك

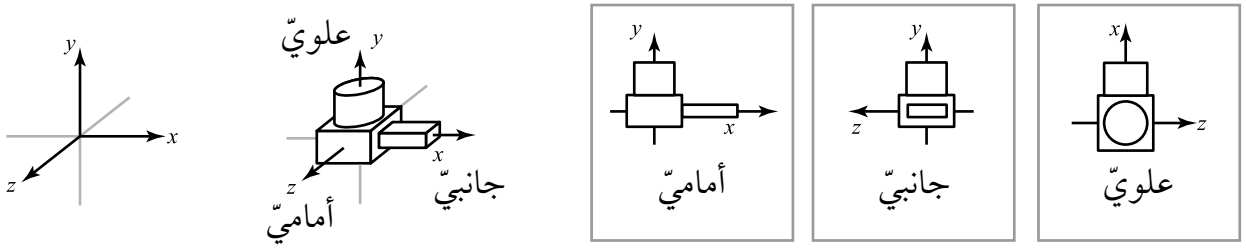
سؤال الاستقصاء	كيف تكون أشكال الأفلاك المختلفة؟
الموادّ المطلوبة	ورقة عمل – حاسوب – إنترنت.

الخلفية العلمية

لا تدور إلكترونات الذرّات حول نواتها كما تدور الكواكب حول الشمس. كذلك لا تنتشر في الفضاء بشكل متساوٍ. بالمقابل تدور إلكترونات الذرّات حول نواتها بأنماط منتظمة ثلاثية الأبعاد، تُسمّى الأفلاك.

رسم اجسام ثلاثية الأبعاد

تُمثَّل الأجسام الثّلاثيّة الأبعاد من خلال رسم الجسم من الجهة العلويّة والجهة الأماميّة والجهة الجانبيّة. في النظرة الرّياضيّة: تُمثَّل الجهة الأماميّة على المحور z. أمّا الجهة العلويّة فتُمثّل على المحور *y* والجهة الجانبيّة على المحور x.

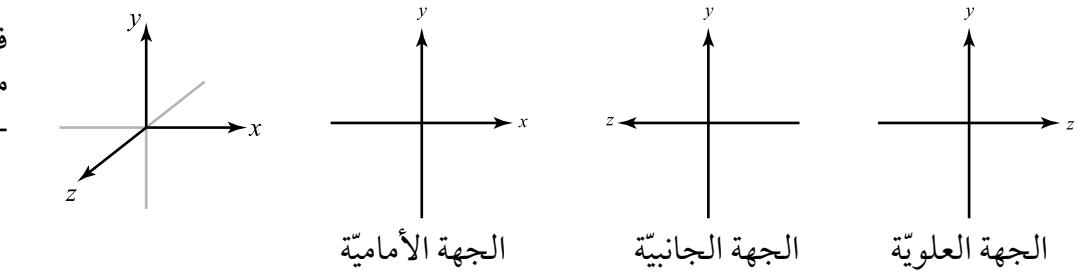


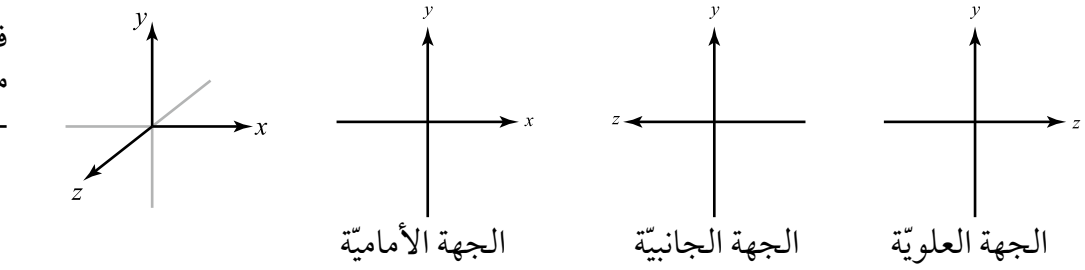
إيجاد المعلومات

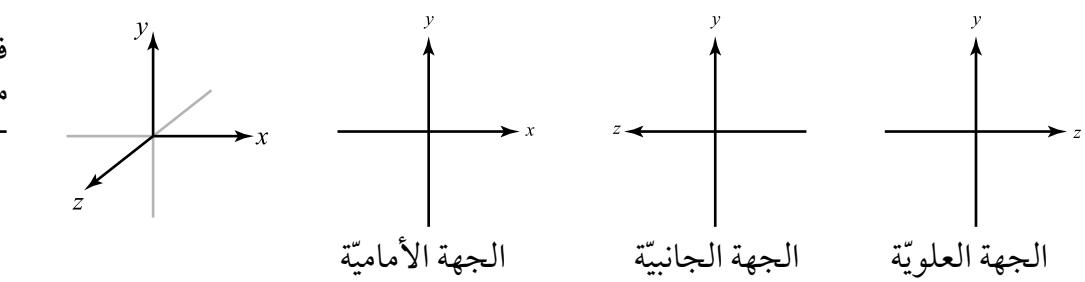
1. حدِّد موقع مشاهدة 3D الأفلاك الذّرّيّة على الإنترنت. هناك العديد منها.
2. استخدم مشاهدة 3D لاستكشاف أشكال الأفلاك.
3. خطّط الجهة العلويّة والأماميّة والجانبيّة لكلّ فلك . ارسم بطريقة 3D إذا أمكن.

الاسم ..... **التاريخ** .....

الاسئلة والاعتبارات







الاسم ..... التاريخ .....

نشاط 2-1 التوزيع الإلكتروني

سؤال الاستقصاء	كيف نصف ترتيب الإلكترونات داخل الذّرّة؟
الموادّ المطلوبة	نسخة مطبوعة من صفحة B2 الواردة في دليل المعلّم مع نسخة من الجدول الدوري

الخلفية العلمية

التوزيع الإلكتروني طريقة موجزة لوصف توزيع الإلكترونات في الذرَّة في المستويات الفرعية. فالتوزيع الإلكتروني لعنصر الهيدروجين، مثلًا، هو s، p، d، f.

$1s^1$ يمثل الرقم (1) عدد الكم الرئيس، بينما يدل الحرف على نوع الفلك. أما الرقم العلوي (1) فيدل على وجود إلكترون واحد في مستوى الطاقة الأول، في الفلك s .

الاسم ..... **التاريخ** .....

يحتوي الجدول أدناه على تمثيلات متعدّدة للتّوزيع الإلكترونيّ لعناصر مختلفة. بالرجوع إلى معلوماتك، اِملأ الفراغ بالمعلومات النّاقصة.

العنصر	العدد الذّرّي	التّوزيع الإلكترونيّ	مخطّط الأفلاك	إلكترونات التّكافؤ	التّكافؤ	تمثيل لويس النّقطيّ
			3s ☐ 3p☐☐☐ 2s ↿⇂ 2p ↿ ↿ ↿ 1s ↿⇂			
		$1s^2 2s^2 2p^4$	3s ☐ 3p☐☐☐ 2s ☐ 2p☐☐☐ 1s ☐			
		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	3s ☐ 3p☐☐☐ 2s ☐ 2p☐☐☐ 1s ☐			
Mg			3s ☐ 3p☐☐☐ 2s ☐ 2p☐☐☐ 1s ☐			
			3s ↿ 3p☐☐☐ 2s ↿⇂ 2p ↿⇂ ↿⇂ ↿⇂ 1s ↿⇂			
Si			3s ☐ 3p☐☐☐ 2s ☐ 2p☐☐☐ 1s ☐			
	18		3s ☐ 3p☐☐☐ 2s ☐ 2p☐☐☐ 1s ☐			

دليل المعلّم

الوحدة 2 الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

مقدِّمة الوحدة

توجد المادة في الحالة الصلبة أو السائلة أو الغازية. وتتَّخذ أشكالًا كثيرة، مثل البلورات الأيّونيّة الصّلبة، والفلزّات المرنة والمواد اللّينة، مثل الزّبدة والشّمع. تتمحور هذه الوحدة حول تأثير خواص الروابط الكيميائية في تفسير الخصائص الفيزيائية للمادة القابلة للملاحظة.

C1101 يستخدم مستويات الطّاقة (المدارات) الذّريّة للتّنبؤ بالتّرابط داخل الجزيء، وأشكال الجزيئات.

C1102 يوضّح أنّ قوّة التّرابط بين الجزيئات تفسّر الخصائص الفيزيائيّة للمواد.

الدرس 2-1: السّالبيّة الكهربائيّة

- السّالبيّة الكهربائيّة.
- ثنائيّات القطب والرّوابط القطبيّة والجُزيئات القطبيّة.
- الروابط الأيّونيّة والرّوابط التساهمية والسّالبيّة الكهربائيّة.

الدرس 2-2: الأشكال الهندسيّة للجُزيئات

- الأفلاك الجزيئيّة مقارنة بالأفلاك الذّريّة.
- التّهجين sp وsp^2 وsp^3.
- تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ (VSEPR).
- الأشكال الهندسيّة للجُزيئات، وتتضمن الأشكال الآتية: الرّباعي الأوجه المنتظم، والمثلّث المسطّح، والمثلّث الهرميّ، والشكل المنحني، والشكل الخطّي.
- تركيب الرنين.

الدرس 2-3: القوى الجزيئيّة البينيّة

- أنواع القوى الجزيئيّة البينيّة.
- العلاقة بين الخصائص الفيزيائيّة والقوى الجزيئيّة البينيّة.
- قوى لندن التّشتّتيّة.
- المواد القطبيّة والرابطة الهيدروجينيّة.
- المواد الصّلبة الأيونيّة والبلّوريّة.
- الفلزّات.
- الجُزيئات الضّخمة– العملاقة: التّركيب التّساهميّ الشبكيّ والمتآصلات.

الوحدة 2 الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

ملخّص الوحدة

تبدأ هذه الوحدة بالسّالبيّة الكهربائيّة، ومفهوم ثنائيّ القطب. يبني ذلك جسرًا لفكرة أنّ الرّوابط الحقيقية بين معظم العناصر المختلفة ليست تساهميّة نقيّة، أو أيّونية نقيّة. لكن بدلًا من ذلك تحمل خصائصهما كلتيهما. يجري تقديم الرّابطة التّساهميّة القطبيّة والجُزيئات القطبيّة بعد ذلك. يستخدم الطلاب فرق السّالبيّة الكهربائيّة للتّنبؤ بخصائص الرّابطة. يوضّح الدّرس الثاني كيف تشكّل إلكترونات التكافؤ في الجُزيئات أفلاكًا جزيئيّة مختلفة عن الأفلاك في الذّرات غير المرتبطة. تشرح نظرية VSEPR كيف أن التّركيب الثّلاثيّ الأبعاد للجُزيئات يأتي من التّنافر بين الأزواج الإلكترونيّة المرتبطة، أو الأزواج الإلكترونيّة الحرّة. يتعلق الدرس الثالث بالقوى الجزيئيّة البينيّة التي تجمع الذّرات والأيّونات والجُزيئات في المواد الصّلبة والسّائلة والغازيّة.

أخطاء شائعة

- **تربط الرّوابط الكيميائيّة الجُسيمات معًا.** هذا صحيح جزئيًّا. ذلك أن القوى الموجودة في المواد الصّلبة الأيونية، والفلزّات الصّلبة، وفي المواد السّائلة والمواد الصّلبة الشّبكيّة، إنما هي روابط كيميائيّة. في معظم فئات المادة الأخرى، تكون القوى الجزيئيّة البينيّة أضعف كثيرًا، وتسمّى قوى فان در فال Van der Waals Forces.

- **الغاز هو لا شيء.** الصحيح هو أن الغاز مادة مكوَّنة من الذّرات أو الجُزيئات التي تنتشر بعيدًا، حيث نمر خلالها بسهولة أثناء تدفُّقها من حولنا. ومع ذلك، فإن الغاز مادة، ويتكثّف إلى سائل مع انخفاض درجة الحرارة.

- **المواد الصلبة والسائلة والغازيّة هي مواد مختلفة.** الصحيح هو أنه قد تكون المادة نفسها صلبة أو سائلة أو غازية بحسب درجة الحرارة. فالجليد والماء وبخار الماء، هي المادة الكيميائية نفسها في حالات مختلفة.

مخطط الوحدة

الدرس	عدد الحصص	مخرجات التّعلم	الكفايات
1-2 السّالبيّة الكهربائيّة	4	C1101.7	
2-2 الأشكال الهندسيّة للجُزئيات	5	C1101.4 C1101.5 C1101.6	
3-2 القوى الجزيئية البينيّة	5	C1102.1 C1102.2 C1102.3 C1102.4 C1102.5	

الكفايات

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

المهارات العلمية والكفايات

- يُتوقّع من الطلّاب إكمال تجربتين تعلُّميتين.
- تُطبّق مهارات الرياضيات مثل الهندسة الثلاثية الأبعاد 3D في التجارب التعلّمية، مثل مسائل استخدام السّالبيّة الكهربائيّة، والعديد من مسائل تقويم الوحدة.
- تُستخدم مهارات الاتصال في رسم المُخطّطات العلمية وتفسيرها، مثل تمثيل لويس النقطي ورسوم التوزيع الإلكتروني، والرسوم الثلاثية الأبعاد، واستخدام الرسم البياني.
- تُستخدم مهارات البحث والاستبيان في مشروعين بحثيين.
- تُستخدم مهارات تكنولوجيا المعلومات والاتصالات ICT skills في تجربة تعلميّة واحدة، باستخدام برنامج Atomic orbital viewer.

الدرس 2-1
السّالبيّة الكهربائيّة

مصادر تعلّم الدّرس

الموضوع/الوقت	المحتوى	موارد كتاب الطالب	موارد دليل المعلم
السّالبيّة الكهربائيّة 2 حصة	يعرِّف السّالبيّة الكهربائيّة ويحدِّد نوع الرّابطة التساهميّة: قطبية أو غير قطبيّة	الصفحات 58-60	الصفحات 92-94
الروابط التساهمية القطبية والجزيئات القطبية ، السالبية الكهربائية والروابط الأيونية. 1 حصة	يعرِّف ثنائيّ القطب ويربط بين الرّوابط الأيّونيّة والتساهمية والسّالبيّة الكهربائيّة	الصفحات 61-64	الصفحات 94-96
نشاط 1 حصة	المواد القطبيّة والأيّونيّة	الصفحة 65	ورقة عمل 2-1 الصفحتان 97،98

الزّمن المقترح للدّرس

يستغرق تنفيذ هذا الدرس أربع حصص، ويتضمّن تجربة تعلُّم واحدة.

الأنشطة	مواد من أجل النّشاط
2-1 المواد القطبيّة والأيّونيّة	بالون أو ساق بلاستيكية، 4 كؤوس زجاجية سعة 100ml، ملح طعام، سكر، ماء مُقطّر، كحول الإيثانول، مستشعر كهربائي، ساق تحريك، مسحوق خبيز

مخرجات التعلّم

C1101.7 يستخلص قطبيّة الرّابطة باستخدام مفهوم السّالبيّة الكهربائيّة (من ناحية نوعيّة فقط)*.

*** من الضروري لدى تدريس مفهوم القطبية في الروابط التساهمية أن ننظر إلى الكم في الفرق في السالبية الكهربائية. العمليّة الحسابيّة بسيطة، ولكن من دون أرقام لا يمكن التنبؤ بالرابطة التساهمية أو القطبية أو الأيونية.**

المعرفة السابقة

يفتـــرض أن يكـــون الطلاب علـــى دراية بالموضوعـــات الآتية قبل البـــدء بالدرس:

- الفرق الأساسي بين الروابط الأيونية والروابط التساهمية، من حيث الإلكترونات المشتركة، أو الإلكترونات المتنقِّلة.
- مصطلحي «متمركزة» و«غير متمركزة».

المفردات

Polar molecule	جزيء قطبيّ
Non-polar covalent bond	رابطة تساهميّة غير قطبيّة
Polar covalent bond	رابطة تساهميّة قطبيّة
Electronegativity	السّالبيّة الكهربائيّة
Dipole	ثنائيّ القطب

افتتاحية الدرس

1. أحضر قطعة معدنيّة مثل قطعة 25 درهمًا قطريًا وشمعة، وكأسًا من الماء. سل: ما الذي يجعل هذه المواد مختلفة؟ هل يمكن أن يكون الفلز طريًّا مثل الشّمعة؟ هل يمكن أن تكون الشّمعة سائلة مثل الماء؟ لماذا تكون تلك المواد بهذا الشّكل عند درجة حرارة الغرفة؟

أنت تحفّز على المناقشة حول الخصائص الفيزيائيّة للمادّة، مثل الصلابة والقوة ودرجة الانصهار. الحديد صلب وله درجة انصهار مرتفعة. أما الشّمع فطري، وله درجة انصهار منخفضة، في حين أن الماء لديه درجة انصهار أدنى، وهذا هو السبب في أنه سائل عند درجة حرارة الغرفة.

2. سل: ماذا عليك أن تفعل ليصبح الشّمع سائلاً؟ وماذا عن الفلز؟

يجب أن يعلم الطّلاب أن الأمر يتطلّب رفع درجة الحرارة إلى أعلى من درجة الانصهار.

3. ما هو الاختلاف في درجات الانصهار؟ ولماذا؟

ينصهر الحديد عند (1538°C)، وينصهر الشّمع عند حوالي (40°C)، وينصهر الماء عند (0°C). وجِّه النّقاش ليكون حول المفهوم الآتي: يجب أن تكون القوى التي تجمع الجُسيمات معًا، أقوى في الحديد وأضعف في الشمع، ولكنها الأضعف في الماء.

تشكّل هذه المواد الثّلاث نقطة انطلاق جيّدة لمناقشة القوى الجزيئية البينيّة.

افتتاحية الدرس- تابع

4. عندما ينصهر الجليد، هل تتفكّك جُزيئات H_2O، أم تبقى معًا كجزيئات؟

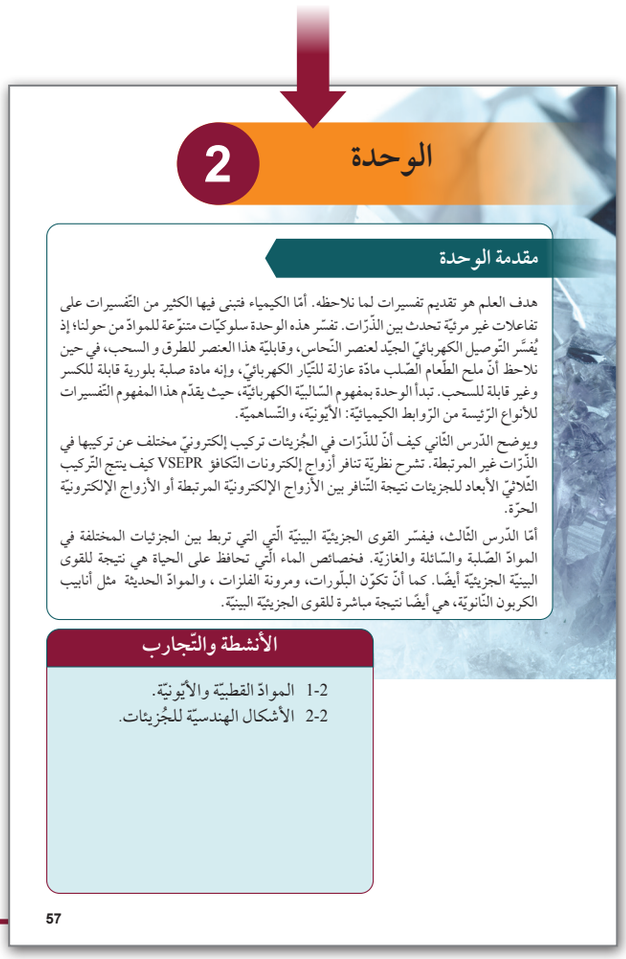
يجب أن يعلم الطّلاب أن الجُزيئات تبقى مجتمعة معًا (لا تتفكك).

5. ماذا عن الشّمع، أو الحديد؟

ينطبق الأمر نفسه على الشّمع، حيث تبقى جُزيئات الهيدروكربون معًا كجُزيئات، لكن الجُزيئات المجاورة تنفصل قليلاً بعضها عن بعض، عندما ينصهر الشمع. أمّا الحديد فمختلف؛ ذلك أن الروابط بين ذرّات الحديد فلزّية. وعندما ينصهر الحديد، لا تنكسر هذه الرّوابط الفلزيّة تمامًا، بل تصبح رخوة. وهذا يتطلب الكثير من الطاقة.

تتمحور هذه الوحدة حول القوى التي تجمع جُسيمات المادة معًا، والتي تؤدّي إلى حالات الصلب والسائل والغاز التي نختبرها. في بعض المواد، مثل الحديد، تكون هذه القوى روابط كيميائية حقيقيّة وقويّة. وفي مواد أخرى، مثل الشّمع، تسمّى هذه القوى قوى جزيئية بينيّة، وهي أضعف كثيرًا من الروابط الكيميائية. لهذا السبب تبقى جُزيئات الشمع مجتمعة معًا كجزيئات.

من المؤكد أن معظم الطّلاب، قد اختبروا عملية تحوّل الشمع من الحالة الصّلبة إلى الحالة السّائلة.



السالبية الكهربائية: نشاط توضيحي

أحضر قطعتين معدنيتين إحداهما يتآكلها الصدأ.

1. ما سبب تآكل هذه القطعة المعدنية؟

تعرُّضها الى الهواء والرطوبة، حيث تحدث عملية كيميائية يتحوَّل خلالها الحديد إلى مُركّبات أخرى.

2. هل لدى القطعتين الخصائص الكيميائية والفيزيائية نفسها؟

كلا.

3. ما مخاطر صدأ الحديد على القطع المعدنية التي تدخل في تركيبها، على سبيل المثال، السفن والأبواب وحاويات النفط؟

يتحوّل فيها فلزّ الحديد الصافي الى مُركّبات ذائبة وغير ذائبة في الماء.

4. ما طرائق الوقاية من التآكل؟

تتنوّع الإجابات، ومنها الطلاء والحماية الكاثودية. ركِّز في الحماية الكاثودية. وأخبر الطلاب أن أساس هذه العملية تباين في السالبية الكهربائية للعناصر، حيث يكون للفلزّ الذي يحمي الحديد سالبية كهربائية أقل من الحديد.

اذكر أن التآكل هو عملية كهروكيميائية لها تأثير اقتصادي كبير. مثلًا: 20% من مجمل الحديد المنتج يستخدم لإصلاح الهياكل والأبنية المتآكلة، أو لاستبدالها.

الدّرس 2-1

السّالبيّة الكهربائيّة

إذا تركت أيّ سطح مصنوع من الحديد مكشوفًا في الهواء، فسوف يصدأ بعد فترة من الزّمن. تُسرّع المياه المالحة في بحر الخليج عمليّة الصّدأ، إذ يصدأ الحديد المغمور في المياه المالحة بمعدّل 0.2mm في السّنة. وبناء عليه، فإنّ صفيحة من الحديد سمكها 2mm، يتحول فيها فلز الحديد الصافي، إلى مركّبات مختلفة ذائبة وغير ذائبة، وبالتّالي تختفي الصّفيحة بغضون عشر سنوات.

الشّكل 2-1 الصدأ

تحدث عمليّة الصّدأ نتيجة تفاعل الحديد مع الأكسيجين حيث تنتقل الالكترونات من ذرات الحديد الى ذرات الاكسيجين، وبالتّالي، فإن أي مسرّع لحركة الإلكترونات، يعمل على تسريع عملية الصدأ. يُعدّ الماء المالح موصلًا جيّدًا للتيّار الكهربائيّ؛ لأنّ الأيّونات الذّائبة تشكّل نحو أربعة في المئة من كتلته، وبالتّالي، فإن قدرة الماء المالح على توصيل التيار الكهربائي تسمح للإلكترونات بانتقال أسهل؛ ولهذا السّبب تعدّ عمليّة التّآكل بسبب الصّدأ من أكثر المشكلات الّتي تعانيها السّفن.

لقد جرى تطوير العديد من الحلول الكيميائيّة الذّكيّة لمنع الصّدأ وسواه من مشكلات تآكل الفلزّات. تعتمد إحدى هذه التّقنيات على وجود فلز لديه القدرة على فقدان الإلكترونات بسرعة أكبر من الحديد لذلك يتآكل أولًا. وبالتّالي، سيحمي الحديد. إن لكلّ من الخارصين والألومنيوم سالبيّة كهربائيّة أدنى من الحديد، لذلك يفقدان الإلكترونات بسهولة أكبر مقارنة بالحديد. وذلك ما يفسر احتواء هياكل القوارب والأنابيب المعدنية أحيانًا، على صفائح من الخارصين لحماية الحديد من التآكل.

مخرجات التّعلّم

C1101.7 يستخلص قطبية الرابطة باستخدام مفهوم السالبية الكهربية (من ناحية نوعية فقط).

المفردات

Polar molecule	جزيء قطبيّ
Non-polar covalent bond	رابطة تساهميّة غير قطبيّة
Polar covalent bond	رابطة تساهميّة قطبيّة
Electronegativity	السّالبيّة الكهربائيّة
Dipole	ثنائيّ القطب

58

السالبية الكهربائية

ناقش مع الطلاب سؤال المناقشة الوارد أعلى الصفحة، مركِّزًا في الفرق بين الرابطة الأيونية والرابطة التساهمية، مبيّنًا أن السالبية الكهربائية وسيلة حسابية تستطيع من خلالها أن تحدِّد نوع الرابطة: أيونية أو تساهمية قطبية، أو تساهمية غير قطبية.

- تَصف السّالبيّة الكهربائيّة قدرة الذّرة على جذب زوج إلكترونات من ذرة أخرى مرتبطة معها برابطة كيميائية.
- تجذب العناصر ذات السّالبية الكهربائيّة العالية، الإلكترونات، وتكوّن أيّونات سالبة أو سالبة جُزئيًا.
- تفقد العناصر ذات السّالبية الكهربائيّة المنخفضة، الإلكترونات، وتكوّن أيّونات موجبة، أو موجبة جزئيًا.
- يتراوح مقياس السالبية الكهربائية بين الصفر والأربعة (تبعًا لمقياس بولينج).

استخدم الشكل 2-4 لتشرح العلاقة بين التوزيع الإلكتروني للعنصر وسالبيته الكهربائية.

- السالبية الكهربائية هي خاصية من خواص الذرّات في المُركّبات، وليست للذرّات المعزولة.

أنماط دورية

- سل: ما هي العناصر التي يعتقد الطلاب أن لها سالبية كهربائية عالية أو منخفضة؟ لماذا؟

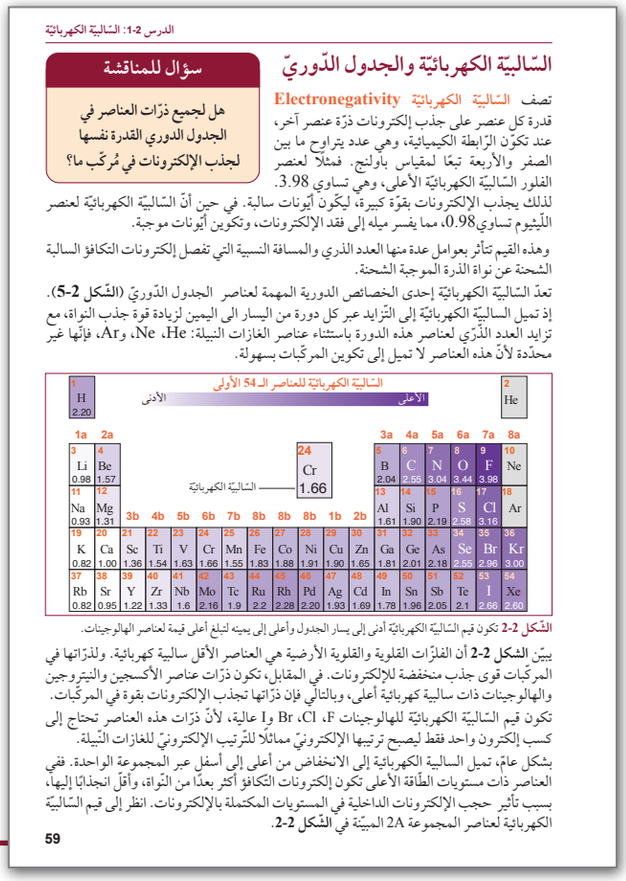
تكون قيم السّالبيّة الكهربائيّة للهالوجينات هي الأعلى، لأنّ ذرّات تلك العناصر تحتاج إلى كسب إلكترون واحد فقط ليصبح ترتيبها الإلكترونيّ مماثلًا للتّرتيب الإلكترونيّ للغازات النّبيلة (قاعدة الثمانية). وبالمقابل فإن الفلزّات القلوية هي العناصر الأقل سالبية كهربائية، لأنها تفقد إلكترون التكافؤ المفرد بسهولة أكبر.

- دع الطلاب يحدّدوا العنصر الأكثر سالبية كهربائية في الجدول الدوري، مستعينين بالشكل 2-2. **الفلور (3.98).**

أي مجموعة في الجدول الدوري، باستثناء الغازات النبيلة، لديها أقل سالبية كهربائية؟

المجموعة 1

- بشكل عام، تكون الفلزّات أقل سالبية كهربائية من اللافلزّات.
- يمكن للسالبية الكهربائية أن ترتبط بحجم الذرّة أيضًا. كلما كانت الذرّة صغيرة في المجموعة، ازدادت سالبيتها الكهربائية. تملك الذرّة الصغيرة قوة جذب أكبر لإلكتروناتها ولإلكترونات الذرّات الأخرى.


الدرس 2-1: السّالبية الكهربائية

السّالبيّة الكهربائيّة والجدول الدّوريّ

سؤال للمناقشة

هل لجميع ذرّات العناصر في الجدول الدوري القدرة نفسها لجذب الإلكترونات في مُركّب ما؟

تصف **السّالبيّة الكهربائيّة Electronegativity** قدرة كل عنصر على جذب إلكترونات ذرّة عنصر آخر، عند تكوّن الرّابطة الكيميائية، وهي عدد يتراوح ما بين الصفر والأربعة تبعًا لمقياس باولنج. فمثلًا لعنصر الفلور السّالبيّة الكهربائيّة الأعلى، وهي تساوي 3.98. لذلك يجذب الإلكترونات بقوّة كبيرة، ليكوّن أيّونات سالبة. في حين أنّ السّالبيّة الكهربائيّة لعنصر اللّيثيوم تساوي0.98، مما يفسر ميله إلى فقد الإلكترونات، وتكوين أيّونات موجبة.

وهذه القيم تتأثر بعوامل عدة منها العدد الذري والمسافة النسبية التي تفصل إلكترونات التكافؤ السالبة الشحنة عن نواة الذرة الموجبة الشحنة.

تعدّ السّالبيّة الكهربائيّة إحدى الخصائص الدورية المهمة لعناصر الجدول الدّوريّ (**الشّكل 2-5**). إذ تميل السالبيّة الكهربائيّة إلى التّزايد عبر كل دورة من اليسار الى اليمين لزيادة قوة جذب النواة، مع تزايد العدد الذّرّي لعناصر هذه الدورة باستثناء عناصر الغازات النبيلة: He، Ne، وAr، فإنّها غير محدّدة لأنّ هذه العناصر لا تميل إلى تكوين المركّبات بسهولة.

الشّكل 2-2 تكون قيم السّالبيّة الكهربائيّة أدنى إلى يسار الجدول وأعلى إلى يمينه لتبلغ أعلى قيمة لعناصر الهالوجينات.

يبيّن **الشكل 2-2** أن الفلزّات القلوية والقلوية الأرضية هي العناصر الأقل سالبية كهربائية. ولذرّاتها في المركّبات قوى جذب منخفضة للإلكترونات. في المقابل، تكون ذرّات عناصر الأكسجين والنيتروجين والهالوجينات ذات سالبية كهربائية أعلى، وبالتالي فإن ذرّاتها تجذب الإلكترونات بقوة في المركّبات.

تكون قيم السّالبيّة الكهربائيّة للهالوجينات F، Cl، Br وI عالية، لأنّ ذرّات هذه العناصر تحتاج إلى كسب إلكترون واحد فقط ليصبح ترتيبها الإلكترونيّ مماثلًا للتّرتيب الإلكترونيّ للغازات النّبيلة.

بشكل عامّ، تميل السالبية الكهربائية إلى الانخفاض من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة الواحدة. ففي العناصر ذات مستويات الطّاقة الأعلى تكون إلكترونات التكافؤ أكثر بعدًا من النّواة، وأقلّ انجذابًا إليها، بسبب تأثير حجب الإلكترونات الداخلية في المستويات المكتملة بالإلكترونات. انظر إلى قيم السّالبيّة الكهربائية لعناصر المجموعة 2A المبيّنة في **الشّكل 2-2**.

59

السالبيّة الكهربائيّة والرّوابط التّساهميّة

الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرّات يحدِّد نوع الرابطة: أهي أيونية أم تساهمية.

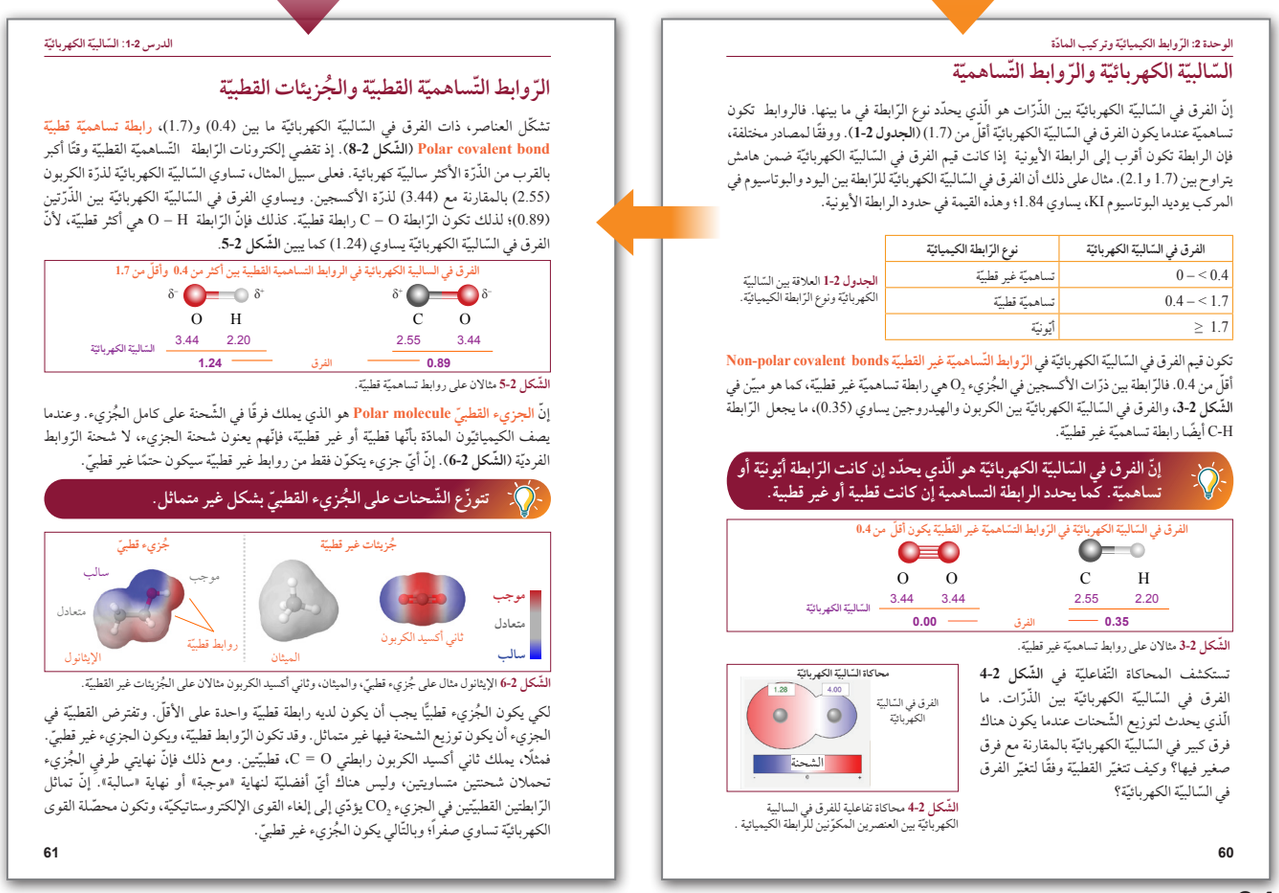
- الرّوابط في الجُزيئات الثّنائية الذّرات، مثل O_2، هي روابط تساهميّة نقيّة، لأن الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة صفر.
- يبلغ الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة (0.35) في الرابطة (C-H)، وتصنّف على أنّها رابطة تساهميّة غير قطبية.

اعمل مع الطلاب على المثالين الواردين في كتاب الطّالب. العمليّة الرياضية هي طرح بسيط. والتفسير هو الآتي: كلما زاد فرق السّالبيّة الكهربائيّة EN، زاد عدم المساواة في مشاركة الإلكترونات.

الرّوابط التساهمية القطبيّة والجزيئات القطبية

إذا كان الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة أكبر من (0.4)، وأصغر من (1.7)، تكون الرّابطة رابطة تساهميّة قطبيّة. فكّر في «المشاركة غير المتساوية» للإلكترونات.

- اعمل مع الطّلاب على حساب الفرق في السالبية الكهربائية في الرابطتين C–O وO–H.
- تحدَّث عن توزيع الشحنات الجزئية التي تولَّدت بواسطة رابطة تساهميّة قطبيّة. وهو ليس بقدر ما يتولَّد في الرابطة الأيونية.
- وضّح التماثل في جُزيء CO_2، وحدّد الفرق بين الرّابطة القطبيّة والجزيء القطبيّ. C-O رابطة قطبيّة ولكن CO_2 جزيء غير قطبيّ.



الوحدة 2: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

السّالبيّة الكهربائيّة والرّوابط التّساهميّة

إنّ الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة بين الذّرّات هو الّذي يحدّد نوع الرّابطة في ما بينها. فالروابط تكون تساهميّة عندما يكون الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة أقلّ من (1.7) (**الجدول 2-1**). ووفقًا لمصادر مختلفة، فإن الرابطة تكون أقرب إلى الرابطة الأيونية إذا كانت قيم الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة ضمن هامش يتراوح بين (1.7 و2.1). مثال على ذلك أن الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة للرّابطة بين اليود والبوتاسيوم في المركب يوديد البوتاسيوم KI، يساوي 1.84؛ وهذه القيمة في حدود الرابطة الأيونية.

الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة	نوع الرّابطة الكيميائيّة
$0 - < 0.4$	تساهميّة غير قطبيّة
$0.4 - < 1.7$	تساهميّة قطبيّة
≥ 1.7	أيونيّة

الجدول 2-1 العلاقة بين السّالبيّة الكهربائيّة ونوع الرّابطة الكيميائيّة.

تكون قيم الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة في **الرّوابط التّساهميّة غير القطبيّة Non-polar covalent bonds** أقلّ من 0.4. فالرّابطة بين ذرّات الأكسجين في الجُزيء O_2 هي رابطة تساهميّة غير قطبيّة، كما هو مبيّن في **الشّكل 2-3**، والفرق في السّالبيّة الكهربائيّة بين الكربون والهيدروجين يساوي (0.35)، ما يجعل الرّابطة C-H أيضًا رابطة تساهميّة غير قطبيّة.

إنّ الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة هو الّذي يحدّد إن كانت الرّابطة أيونيّة أو تساهميّة. كما يحدد الرابطة التساهمية إن كانت قطبية أو غير قطبية.

الشّكل 2-3 مثالان على روابط تساهميّة غير قطبيّة.

تستكشف المحاكاة التّفاعليّة في **الشّكل 2-4** الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة بين الذّرّات. ما الّذي يحدث لتوزيع الشّحنات عندما يكون هناك فرق كبير في السّالبيّة الكهربائيّة بالمقارنة مع فرق صغير فيها؟ وكيف تتغيّر القطبيّة وفقًا لتغيّر الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة؟

الشّكل 2-4 محاكاة تفاعلية للفرق في السالبية الكهربائية بين العنصرين المكوّنين للرابطة الكيميائية.

الرّوابط التّساهميّة القطبيّة والجُزيئات القطبيّة

تشكّل العناصر، ذات الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة ما بين (0.4) و(1.7)، **رابطة تساهميّة قطبيّة Polar covalent bond** (**الشّكل 2-8**). إذ تقضي إلكترونات الرّابطة التّساهميّة القطبيّة وقتًا أكبر بالقرب من الذّرّة الأكثر سالبيّة كهربائية. فعلى سبيل المثال، تساوي السّالبيّة الكهربائيّة لذرّة الكربون (2.55) بالمقارنة مع (3.44) لذرّة الأكسجين. ويساوي الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة بين الذّرّتين (0.89)؛ لذلك تكون الرّابطة C – O رابطة قطبيّة. كذلك فإنّ الرّابطة O – H هي أكثر قطبيّة، لأنّ الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة يساوي (1.24) كما يبين **الشّكل 2-5**.

الشّكل 2-5 مثالان على روابط تساهميّة قطبيّة.

إنّ **الجزيء القطبيّ Polar molecule** هو الذي يملك فرقًا في الشّحنة على كامل الجُزيء. وعندما يصف الكيميائيّون المادّة بأنّها قطبيّة أو غير قطبيّة، فإنّهم يعنون شحنة الجزيء، لا شحنة الرّوابط الفرديّة (**الشّكل 2-6**). إنّ أيّ جزيء يتكوّن فقط من روابط غير قطبيّة سيكون حتمًا غير قطبيّ.

تتوزّع الشّحنات على الجُزيء القطبيّ بشكل غير متماثل.

الشّكل 2-6 الإيثانول مثال على جُزيء قطبيّ، والميثان، وثاني أكسيد الكربون مثالان على الجُزيئات غير القطبيّة.

لكي يكون الجُزيء قطبيًّا يجب أن يكون لديه رابطة قطبيّة واحدة على الأقلّ. وتفترض القطبيّة في الجزيء أن يكون توزيع الشحنة فيها غير متماثل. وقد تكون الرّوابط قطبيّة، ويكون الجزيء غير قطبيّ. فمثلًا، يملك ثاني أكسيد الكربون رابطتي C = O، قطبيّتين. ومع ذلك فإنّ نهايتي طرفي الجُزيء تحملان شحنتين متساويتين، وليس هناك أيّ أفضليّة لنهاية «موجبة» أو نهاية «سالبة». إنّ تماثل الرّابطتين القطبيّتين في الجزيء CO_2 يؤدّي إلى إلغاء القوى الإلكتروستاتيكيّة، وتكون محصّلة القوى الكهربائيّة تساوي صفرًا؛ وبالتّالي يكون الجُزيء غير قطبيّ.

المواد القطبيّة: نشاط عملي توضيحيّ

تحتاج إلى سبعة أكواب نظيفة، والقليل من زيت الطهي، وماء، وملح، وبعض من الشّمع المقطّع أو مسحوق الشّمع المتوفّر في المتاجر الحرفيّة. يكون أداء هذا العرض التوضيحي أفضل، إذا كان الماء والزّيت دافئين، لنقل إنّ درجة حرارة ماء الصّنبور الساخن هي (بين 55°C و70°C).

1. مَن يعرف ماذا يحدث عند خلط الزّيت والماء؟
قدِّم العرض التّوضيحي، وسيرى الطّلاب أنهما لا يختلطان.

2. لنجرّب إذابة الشّمع والملح في مادّتي الماء والزّيت. مَن منكم يتوقّع ماذا سيحدث؟
يذوب الملح بسهولة في الماء السّاخن، ولكن ليس في الزّيت السّاخن. يذوب الشّمع في الزّيت السّاخن، ولكن ليس في الماء السّاخن.

3. نحن نبحث في أربعة مركّبات. إن كلًّا من الماء والزّيت مركّب تساهميّ، ولكن لكل منهما سلوك مختلف. نرى أنّ الشّمع مركّب تساهميّ غير قطبيّ يذوب في الزّيت، والزيت أيضًا مركّب تساهميّ غير قطبيّ. لا يذوب الشّمع في الماء، لأنّ الماء مركّب تساهميّ قطبيّ. والقطبيّة تعني وجود شحنات جزئية متعاكسة في جزيء الماء. لذلك يذوب الملح، وهو مركّب أيّونيّ، في الماء.

استخدم الشكل 2-8 لتبيّن الفرق بين مُركَّب جُزيئي قطبي، وآخر غير قطبي.

اذكر أن هناك ثلاثة أنواع من الروابط: الأيونية والتساهمية والفلزّية استخدم الشكل 3-9 لتبين الفرق بين الروابط الأيونية والتساهمية القطبية والتساهمية غير القطبية من حيث توزيع الإلكترونات بين الذرتين المترابطتين.

الوحدة 2: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

ذوبانية المركبات الأيونية و التساهمية

يبيّن الشّكل 2-7 تجربة تستخدم الزّيت والماء. إنّ مزيجًا من الزّيت والماء سوف ينفصل إلى مكوّناته على شكل طبقتين منفصلتين حتّى بعد رجّهما بقوّة معًا، في حين أنّ الملح يذوب بسهولة في الماء، ولا يذوب في الزيت، كذلك لا يذوب الشّمع في الماء، لكنّه يذوب ببطء في الزّيت. إنّ كلًّا من الماء و الزيت مركبين تساهميين، ولكنّ لكلّ منهما سلوك مختلف؛ ذلك أنّ الرّوابط التّساهميّة ليست جميعها متماثلة.

الشّكل 2-7 تجربة تُبيّن الاختلاف في بعض الخصائص الفيزيائيّة للمركّبات التساهميّة.

نستنتج من التجربة السابقة أن المُركَّبات التساهمية مختلفة. يرجع هذا الإختلاف إلى توزيع الشّحنات داخل الجُزيء. فالجزيء القطبي **Polar molecule**، مثل الماء، تتوزّع فيه الشّحنة بطريقة غير متماثلة، إذ نجد فيه أطرافًا موجبة جزئيًّا، وأطرافًا أخرى سالية جزئيًّا، بينما يتكوّن الزّيت من جُزيئات غير قطبيّة. أما المركّبات الأيّونيّة، كالملح، فتميل إلى الذّوبان في المذيبات القطبيّة مثل الماء، في حين أن الموادّ غير القطبيّة، كالشّمع، تميل إلى الذّوبان في المذيبات غير القطبيّة، مثل الزّيت، ولكنّها لا تذوب في الماء.

الشّكل 2-8 الفرق بين جُزيء قطبيّ وآخر غير قطبيّ.

تعلّمنا من الوحدة السّابقة أنّ الرّوابط التّساهميّة والرّوابط الأيّونيّة نوعان مختلفان من الرّوابط. ومع ذلك، فانّ الرابطة الكيميائية بين الذرات غالباً لا تكون أيونية أو تساهمية بشكل كامل. فعادة ما يكون للرّوابط الكيميائيّة بين العناصر المختلفة قدرٌ من التّوزيع غير المتساوي للإلكترونات، وبالتّالي، فهي تكون موجودة ما بين الرّابطة التّساهميّة النّقيّة، والرّابطة الأيّونيّة النّقيّة. لذلك فإن الرّابطة التّساهميّة القطبيّة **Polar covalent bond** هي رابطة لا تتوزّع فيها الإلكترونات المشتركة بالتّساوي بين الذّرّتين المترابطتين.

الشّكل 3-9 تدرج الرّوابط من التّساهميّة إلى الأيّونيّة.

62

السّالبيّة الكهربائيّة والرّوابط الأيونيّة

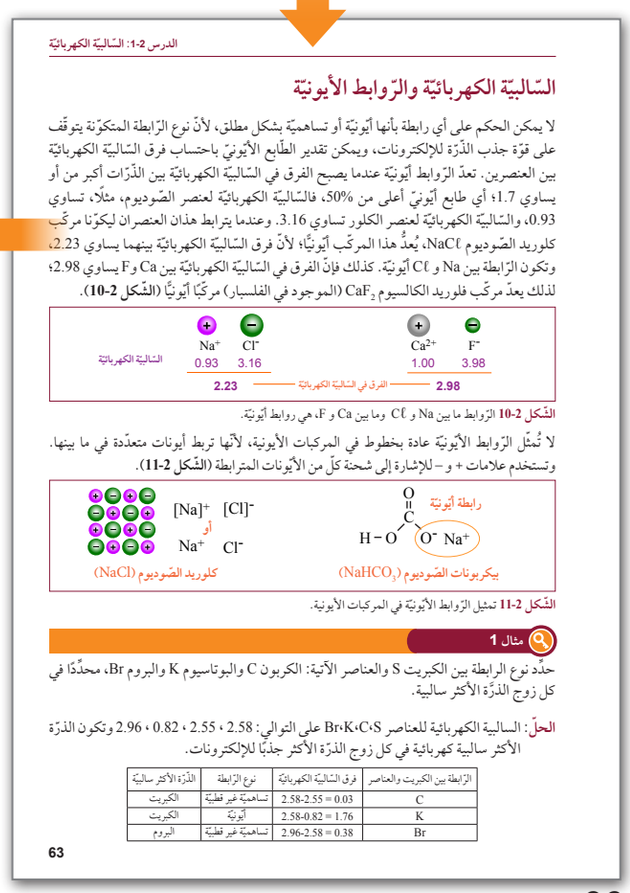
راجع الفكرة الأساسيّة المتعلّقة بتصنيف الرّابطة على أنها أيونيّة.

- تعتبر الرّابطة أيّونيّة عندما يكون الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة أكبر من (1.7).
- حتّى في الرّابطة الأيّونيّة تحدث مشاركة ببعض الإلكترونات! الفرق (1.7) هو العتبة التي عليها تعتبر الرابطة % 50 أيّونيّة.
- اعمل على حساب الفرق في السالبية الكهربائية في المركّبين NaCl و CaF_2.
- ذكّر الطّلاب بكيفيّة تمثيل الرّوابط الأيّونيّة في الصيغة التركيبية.
- حل المثال (1) الوارد في الصفحة (63) مع الطلاب.

مسائل كأمثلة

يوضّح المثالان نموذجَي الأسئلة المناسبة التي تجري الإجابة عنها عبر تطبيق تحليل السّالبيّة الكهربائيّة.

1. تُحلّل الرّوابط الأحاديّة، وتُصنّف على أنّها تساهميّة غير قطبية أو تساهميّة قطبيّة أو أيّونيّة، بالاستناد إلى الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة.
2. تُحلّل الجُزيئات، وتُصنّف على أنّها قطبيّة أو غير قطبيّة، بناءً على الفرق في السالبية الكهربائية لكل الرّوابط، وعلى تماثل الجزيء، وما إذا كان ثنائيّا القطب في الروابط القطبية متعاكسين، ويلغي أحدهما الآخر، أو لا.



الدرس 1-2: السّالبيّة الكهربائيّة

السّالبيّة الكهربائيّة والرّوابط الأيونيّة

لا يمكن الحكم على أي رابطة بأنها أيّونيّة أو تساهميّة بشكل مطلق، لأنّ نوع الرّابطة المتكوّنة يتوقّف على قوّة جذب الذّرّة للإلكترونات، ويمكن تقدير الطّابع الأيّونيّ باحتساب فرق السّالبيّة الكهربائيّة بين العنصرين. تعدّ الرّوابط أيّونيّة عندما يصبح الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة بين الذّرّات أكبر من أو يساوي 1.7؛ أي طابع أيّونيّ أعلى من 50%، فالسّالبيّة الكهربائيّة لعنصر الصّوديوم، مثلًا، تساوي 0.93، والسّالبيّة الكهربائيّة لعنصر الكلور تساوي 3.16. وعندما يترابط هذان العنصران ليكوّنا مركّب كلوريد الصّوديوم NaCℓ، يُعدُّ هذا المركّب أيّونيًّا؛ لأنّ فرق السّالبيّة الكهربائيّة بينهما يساوي 2.23، وتكون الرّابطة بين Na و Cℓ أيّونيّة. كذلك فإنّ الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة بين Ca و F يساوي 2.98، لذلك يعدّ مركّب فلوريد الكالسيوم CaF_2 (الموجود في الفلسبار) مركّبًا أيّونيًّا (**الشّكل 2-10**).

الشّكل 2-10 الرّوابط ما بين Na و Cℓ وما بين Ca و F، هي روابط أيّونيّة.

لا تُمثّل الرّوابط الأيّونيّة عادة بخطوط في المركبات الأيونية، لأنّها تربط أيونات متعدّدة في ما بينها. وتستخدم علامات + و – للإشارة إلى شحنة كلّ من الأيّونات المترابطة (**الشّكل 2-11**).

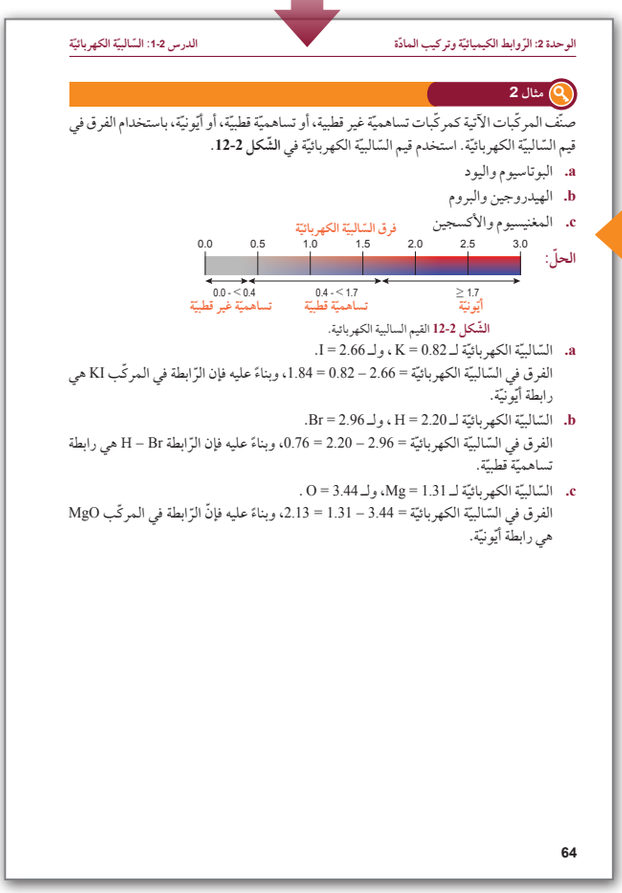
الشّكل 2-11 تمثيل الرّوابط الأيّونيّة في المركبات الأيونية.

مثال 1

حدّد نوع الرابطة بين الكبريت S والعناصر الآتية: الكربون C والبوتاسيوم K والبروم Br، محدّدًا في كل زوج الذّرّة الأكثر سالبية.

الحلّ: السالبية الكهربائية للعناصر Br،K،C،S على التوالي: 2.58 ، 2.55 ، 0.82 ، 2.96 وتكون الذّرّة الأكثر سالبية كهربائية في كل زوج الذّرّة الأكثر جذبًا للإلكترونات.

الرّابطة بين الكبريت والعناصر	فرق السّالبيّة الكهربائيّة	نوع الرّابطة	الذّرّة الأكثر سالبية
C	2.58-2.55 = 0.03	تساهميّة غير قطبيّة	الكبريت
K	2.58-0.82 = 1.76	أيّونيّة	الكبريت
Br	2.96-2.58 = 0.38	تساهميّة غير قطبيّة	البروم



مثال 2

صنّف المركّبات الآتية كمركّبات تساهميّة غير قطبية، أو تساهميّة قطبيّة، أو أيّونيّة، باستخدام الفرق في قيم السّالبيّة الكهربائيّة. استخدم قيم السّالبيّة الكهربائيّة في **الشّكل 2-12**.

a. البوتاسيوم واليود
b. الهيدروجين والبروم
c. المغنيسيوم والأكسجين

الحلّ:

الشّكل 2-12 القيم السالبية الكهربائية.

a. السّالبيّة الكهربائيّة لـ K = 0.82 ، ولـ I = 2.66.
الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة = 2.66 – 0.82 = 1.84، وبناءً عليه فإن الرّابطة في المركّب KI هي رابطة أيّونيّة.

b. السّالبيّة الكهربائيّة لـ H = 2.20 ، ولـ Br = 2.96.
الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة = 2.96 – 2.20 = 0.76، وبناءً عليه فإن الرّابطة H – Br هي رابطة تساهميّة قطبيّة.

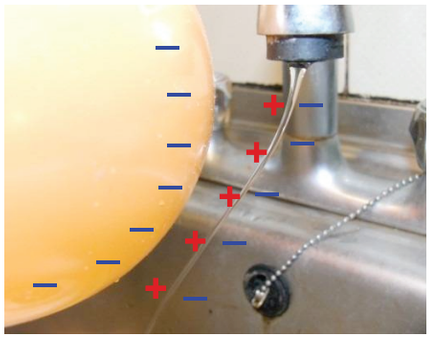
c. السّالبيّة الكهربائيّة لـ Mg = 1.31، ولـ O = 3.44 .
الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة = 3.44 – 1.31 = 2.13، وبناءً عليه فإنّ الرّابطة في المركّب MgO هي رابطة أيّونيّة.

نشاط 2-1 المواد القطبيّة والأيّونيّة

الإجابات/
عيّنة بيانات

سؤال الاستقصاء	كيف نستدلّ على أنّ مادّة ما هي قطبيّة؟ وهل يمكننا أن نختبر إن كانت المادّة أيّونيّة أو تساهميّة؟
الموادّ المطلوبة	بالون أو ساق بلاستيكيّة، كأس زجاجيّة عدد 4 سعة 100 ml، ملح، سكّر، ماء مقطّر، كحول الإيثانول، مستشعر كهربائيّ، ساق تحريك، مسحوق الخبيز.

يلاحظ الطّلاب في هذا النشاط بعض خواص السّوائل القطبيّة، والاختلاف في التّوصيل الكهربائي لمحاليل المُركبّات التّساهميّة (غير الموصِّلة) والمُركّبات الأيّونيّة (الموصِّلة).



الجزء 1: ملاحظة المادّة القطبيّة

1. دلّك البالون (أو السّاق البلاستيكيّة) بخصلات شعرك. سيؤدي ذلك الى انتقال بعض الإلكترونات إلى البالون (أو الساق البلاستيكية)، فيصبح مشحونًا بشحنة كهربائيّة مؤقتّة.
2. قرّب البالون (أو السّاق البلاستيكية) المشحون من خيط رفيع من الماء ينساب من الصنبور.

يجب أن يلاحظ الطّلاب أن البالون الثّابت المشحون يحوّل مجرى الماء. ويرجع ذلك إلى توزيع شحنات جُزيئات الماء القطبيّة.

الدرس 1.1: التّركيب الذّرّيّ

1-2 الموادّ القطبيّة والأيّونيّة

سؤال الاستقصاء	كيف نستدلّ على أنّ مادّة ما هي قطبيّة؟ وهل يمكننا أن نختبر إن كانت المادّة أيّونيّة أو تساهميّة؟
الموادّ المطلوبة	بالون أو ساق بلاستيكيّة، كأس زجاجيّة عدد 4 سعة 100 ml، ملح، سكّر، ماء مقطّر، خلّ، مستشعر كهربائيّ، ساق تحريك، مسحوق الخبيز.

الجزء 1: ملاحظة المادّة القطبيّة

1. دلّك البالون (أو السّاق البلاستيكيّة) بخصلات شعرك. سيؤدّي ذلك إلى انتقال بعض الإلكترونات إلى البالون (أو السّاق البلاستيكيّة) فيصبح مشحونًا بشحنة كهربائيّة مؤقتة.
2. قرّب البالون (أو السّاق البلاستيكيّة) المشحون من خيط رفيع من الماء ينساب من الصنبور.

الشّكل 2-13 البالون المشحون.

الجزء 2: ملاحظة الموادّ الأيّونيّة والتّساهميّة

1. أضف 25.0 ml من الماء المقطّر إلى الكؤوس الزّجاجيّة الأربع سعة 100 ml. ضع ملصقًا على كلّ كأس واكتب عليه اسم المادّة، كما يأتي: الأوّل «ملح الطّعام»، الثّاني «سكّر المائدة»، الثّالث «الخلّ»، الرّابع «مسحوق الخبيز».
2. أضف الكمّيّة المناسبة من كلّ من الموادّ السّابقة إلى الكؤوس. قم بإذابة كلّ من الموادّ الصّلبة، وحرّك المحلول بواسطة ساق التّحريك. اغسل ساق التّحريك بالماء بعد كلّ تحريك.
3. قم بقياس التّوصيل الكهربائيّ لكلّ محلول باستخدام المستشعر الكهربائيّ. اغسل أقطاب المستشعر الكهربائيّ بالماء المقطّر بعد كلّ قياس.

الجدول 2-2 بيانات التّوصيل الكهربائيّ.

المركّب	الكمّيّة	الماء	التّوصيل الكهربائيّ	التّصنيف
الماء المقطّر H_2O		25 mL		
ملح الطّعام NaCl	0.2 g	25 mL		
سكّر المائدة $C_{12}H_{22}O_{11}$	1.4 g	25 mL		
كحول الإيثانول C_2H_5OH	5 mL	25 mL		
مسحوق الخَبيز $NaHCO_3$	0.4 g	25 mL		

الأسئلة

a. كيف تبيّن حركة تيّار الماء من الصّنبور قطبيّة الماء؟
b. توقّع، من خلال البيانات، إن كان كلّ من المركّبات أيّونيًّا أو تساهميًّا.

65

نشاط 2-1 المواد القطبيّة والأيّونيّة – تابع

الجزء 2: ملاحظة المواد الأيّونيّة والتّساهميّة

أضف (25.0 mL) من الماء المقطّر إلى كل من الكؤوس الزّجاجيّة الأربع سعة (100 mL). ضع ملصقًا على كل كأس، واكتب عليه اسم المادّة: «ملح الطّعام»، «سكّر المائدة»، «كحول الإيثانول»، «مسحوق الخبيز».

1. أضف الكميّة المناسبة من كل المواد السّابقة إلى الكؤوس. قم بإذابة كل من الموادّ الصّلبة، وحرّك المحلول بواسطة ساق التّحريك. اغسل ساق التّحريك بالماء بعد كلّ تحريك.
2. قم بقياس التّوصيل الكهربائيّ لكل محلول، باستخدام المستشعر الكهربائيّ. اغسل قُطبَي المستشعر

المُركّب	الكمّية	الماء	التوصيل الكهربائيّ	التصنيف
الماء المُقطّر H_2O		25 mL	0 mS/cm	غير موصّل
ملح الطّعام NaCl	0.2 g	25 mL	315 mS/cm	موصّل
سكّر المائدة $C_{12}H_{22}O_{11}$	1.4 g	25 mL	1 mS/cm	غير موصّل
كحول الايثانول C_2H_5OH	5 mL	25 mL	175 mS/cm	موصّل
مسحوق الخبيز $NaHCO_3$	0.4 g	25 mL	140 mS/cm	موصّل

الكهربائيّ بالماء المقطّر بعد كلّ قياس.

- وحدة قياس التوصيل الكهربائي بـ SI هي (siemens/meter) أو (S/m).

ليس من الضروري استخدام مواد كيميائية خاصة بالعمل المخبريّ في هذه التجربة. يمكن استخدام مواد كيميائية من أي محل بقالة. لكن ينبغي استخدام الماء المقطّر. يجري اختيار الكتل والحجوم لصنع محلول بتركيز (0.05 M) تقريبًا. قد تختلف قيم الموصليّة مع نقاء الماء المستخدم والمذاب.

1. كيف تبيِّن حركة الماء الجاري قطبية جُزيئات الماء؟

ينجذب ثنائيّ القطب لجزيء الماء إلى الشّحنة السّاكنة على البالون.

2. استخدم البيانات لكي تتنبّأ بكلِّ مركَّب: هل أيونيّ أم تساهميّ؟

الملح ومسحوق الخبيز من المركّبات الأيونية التي تذوب في الماء، وتكوّن محاليل موصِّلة. في حين أن كحول الإيثانول مركب تساهمي قطبي ويكوّن محلولًا موصلًا للتيار الكهربائي. أما السكّر فهو مركَّب تساهمي لذلك يكوّن محلولًا غير موصِّل للتيار الكهربائي.

3. اقترح توضيحًا يعلّل عدم تمكّن محاليل المواد غير القطبية من توصيل الكهرباء، وتمكُّن محاليل المواد الأيونية من توصيلها.

التّيار الكهربائيّ هو حركة الشّحنات. تتأيّن المركّبات الأيونية في الماء، وتكوّن أيونات سالبة وأخرى موجبة. الأيّونات لها شحنة، وبالتالي تحمل الأيونات الحرّة الحركة التيار الكهربائي. أما الجُزيئات الموجودة في المركّب غير القطبيّ فهي لا تتفكّك في الماء، وتذوب على شكل جزيئات. ولتلك الجُزيئات شحنة صافية مقدارها صفر. وهي، بالتالي، لا تستطيع حمل التيار الكهربائي.

تقويم الدّرس 2-1 — الإجابات

1. ثاني أكسيد الكربون CO_2، والميثان CH_4، هما من الغازات الرّئيسة المُسبّبة للاحتباس الحراريّ، الذي يُعدّ من أهم المُشكلات البيئيّة الّتي يعاني منها العالم أجمع.

   a. استخدم قيم السالبية الكهربائيّة الواردة في **الشكل 2-5** لتحدّد نوع الرّوابط الّتي تربط ذرّات هذين المُركّبين. **الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة في الرّابطة C-H هو (0.35)، ما يعني أنها رابطة تساهميّة غير قطبية. الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة في الرّابطة C-O هو (0.89)، ما يعني أنها رابطة تساهميّة قطبيّة.**

   b. استنتج نوع هذين المركّبين. **المركّبان كلاهما غير قطبيّين. المركّب CH_4 غير قطبيّ، لأنّه لا يملك روابط قطبيّة، والمركّب CO_2 غير قطبيّ، بسبب التّماثل في الجزيء.**

2. تزداد السّالبيّة الكهربائيّة في مجموعة الهالوجينات من أسفل إلى أعلى. فسّر ذلك.
   تزداد السّالبيّة الكهربائيّة كلّما كانت الذّرة أصغر في كل مجموعة من مجموعات الجدول الدّوريّ. وذلك يعود إلى أنّ الإلكترونات في الذّرات الصغيرة تكون أقرب إلى النّواة ممّا يزيد من جذب النواة للإلكترونات في حالات التّرابط. الفلور، مثلًا، ذرّة أصغر من الكلور، كما أن قدرة الفلور على جذب إلكترون أعلى، مما يعطي سالبيّة كهربائية قيمتها (3.98)، مقارنةً بالكلور مع سالبيّة كهربائيّة قيمتها (3.16).

3. لِمَ يوصِّل محلول ملح الطّعام التّيّار الكهربائيّ، بينما لا يوصِّل محلول سكّر المائدة هذا التّيّار؟
   يذوب ملح الطعام مُشكّلًا أيّونات منفصلة (Na^+) و($C\ell^-$)، مما يجعلها تتحرّك بشكل مستقل بعضها عن بعض لنقل التّيار الكهربائيّ.
   يُعدّ سكّر المائدة مُركّبًا جزيئيًا قطبيًّا، لذا يوجد توزيع للشحنات داخل الجُزيء. لكن الجُزيء لا يتفكّك إلى أيونات، ولا يكون بإمكان الشحنة أن تتحرّك بشكل مستقل لنقل التيّار الكهربائي.

4. توقّع شحنة كلّ أيّون موجود في مركّب مكوّن من البوتاسيوم والنّيتروجين، ثمّ حدّد الصّيغ الكيميائيّة للمُركّب النّاتج. **يشكّل البوتاسيوم والنيتروجين نيتريد البوتاسيوم K_3N الذي يكون فيه أيون البوتاسيوم (K^+) وأيون النيتريد (N^{3-}).**

5. هل تكون الرّابطة C-O، أكثر قطبيّة من الرّابطة C-F، أم أقلّ؟ فسّر إجابتك.
   الفرق في السالبية الكهربائية في رابطة C-O هو (0.89)؛ لذلك هي رابطة تساهمية قطبية؛ والفرق في السالبية الكهربائية في الرابطة C-F هو (1.43) لذلك هي أيضًا رابطة تساهمية قطبية. بالنظر إلى أن رابطة C-F لها فرق أعلى في السالبية الكهربائية، فهي تتمتع أيضًا بمشاركة غير متكافئة للإلكترونات، ينتج منها توزيع جُزئي أكبر للشحنات. تتشابه ذرّات الأكسجين والفلور تقريبًا في الحجم؛ وبالتالي نتوقع أن يكون ثنائي القطب أقوى في C-F مقارنة مع C-O.

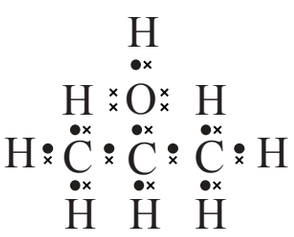
تقويم الدّرس 2-1

الإجابات

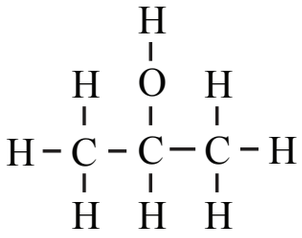
6. ما العنصر الذي يملك السالبيّة الكهربائيّة الأعلى في الجدول الدّوريّ للعناصر؟ علّل إجابتك.

لعنصر الفلور السالبية الكهربائية الأعلى بين عناصر الجدول الدوري، لأنه يملك نصف القطر الذرّي الأقل في دورته (ما عدا النيون) ومجموعته؛ وتحمل نواته شحنة موجبة كبيرة نسبيًا. قيمة السالبية الكهربائية لعنصر الفلور هي (3.98).

7. يبيّن المخطّط أدناه التّركيب الجُزيئيّ للمركّب 2- بروبانول (الإيزوبروبانول)، وهو مركّب طبّيّ يباع في الصّيدليّات، كمطهّر كحوليّ. هل 2- بروبانول مركّب قطبيّ أم غير قطبيّ؟ علّل إجابتك.



2- بروبانول



الرابطتان C-O و O-H رابطتان تساهميتان قطبيتان. الجزيء ليس متماثلًا، لذلك هو جزيء قطبي؛ لأنه يحتوي على روابط قطبية، ولا يحتوي على تماثل من شأنه أن يتسبَّب في إلغاء ثُنائي القطب.

8. فيمَ تختلف الرّابطة التساهمية عن الرّابطة الأيّونيّة ؟ (من حيث العناصر المكوّنة لهما،والتّوصيل الكهربائيّ، وفرق السّالبيّة الكهربائيّة).

	الرابطة التساهمية	الرابطة الأيونية
العناصر المكوّنة	لافلزّات	فلزّات ولافلزّات
التوصيل الكهربائي	غير موصِّلة للتيار الكهربائي	غير موصِّلة في الحالة الصلبة وموصِّلة في حالة المصهور والمحلول
الفرق في السالبية الكهربائية	فروق صغيرة	فروق كبيرة: أكثر من 1.7
مثال	H_2O و HCl و H_2 و Cl_2	$NaC\ell$ CaF_2

تقويم الدّرس 1-2 — الإجابات

9. توقّع نوع الرّابطة الموجودة في كلّ من المركّبات الآتية:

a. H_2S: **الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة في الرّابطة H-S هو (0.38)، وبالتالي هي رابطة تساهميّة غير قطبية.**

b. NH_3: **الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة في الرابطة N-H هو (0.83)، وبالتالي هي رابطة تساهمية قطبيّة.**

c. BF_3: **الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة في الرابطة B-F هو (1.94)، إلا أن ذرّة (B) تشارك بثلاثة إلكترونات مع ذرّات الفلور الثلاث، مكوّنة مركبًا تساهميًا غير قطبي، حيث تحتاج ذرّة (B) إلى طاقة عالية جدًا لتفقد ثلاثة إلكترونات، وتكوين أيون البورن (B^{3+}).**

10. هل تعتقد أنّ الشّمع يذوب في الكحول؟ فسّر إجابتك.

الكحول مذيب قطبيّ، والشمع مُركّب تساهمي غير قطبي. لا تذوب المُركّبات غير القطبية عادة في المذيبات القطبية؛ وبالتالي فإن الجواب هو لا، لن يذوب الشمع في الكحول.

11. توقّع خواصّ الرّابطة الّتي تتكوّن بين الفلور F والرّوبيديوم Rb.

الفرق في السالبية الكهربائية هو (3.16)، وبالتالي فإن الرّابطة Rb-F هي رابطة أيونيّة.

إعادة تدريس

الفكرة الأساسيّة في هذا الدرس هي السّالبيّة الكهربائيّة، وتصنيف أنواع الرّوابط الكيميائيّة بناءً على الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة.

- أنشئ مجموعة من بطاقات الفهرسة مع أرقام 1.0 و1.4 و1.8 و2.2 و2.6 و3.0 و3.4 و3.8. أطلق على هذه البطاقات تسمية «السّالبيّة الكهربائيّة». أنشئ مجموعة ثانية من البطاقات التي تحمل أسماء طلابك (واحدة لكل طالب).
- سلِّم بطاقات السّالبيّة الكهربائيّة إلى الطلاب عشوائيًّا، حيث يأخذ كل طالب بطاقة واحدة.
- أعط كل طالب اسمًا لطالب آخر، وادعُ الطالب والطّالب المذكور على البطاقة، إلى مقارنة السّالبيّة الكهربائيّة.
- يحصل كل طالب على (0.5) نقطة مقابل رابطة تساهمية غير قطبية، إذا كان الفرق أقل من (0.4). إذا كان الفرق بين (0.4) و(1.7)، فإن الطالب الحاصل على البطاقة ذات السّالبيّة الكهربائيّة العليا يحصل على (0.75) نقطة، والطالب الحاصل على البطاقة السّالبيّة الكهربائيّة الدّنيا يحصل على (0.25) نقطة. إذا كان الفرق أكبر من (1.7)، يحصل الطالب الذي يحمل البطاقة العليا على نقطة واحدة، بينما يحصل الطالب الآخر على (0) نقطة (الرابطة الأيونية).

إثراء

- أعط كل مجموعة من الطلاب مجموعة عشوائية من ثمانية نماذج جُزيئية «ذرّات» من أنواع مختلفة، وحُثَّهم للتوصُّل إلى أكبر عدد ممكن من الجُزيئات القطبية وغير القطبية في غضون عشر دقائق. قد ترغب في التأكد من أن ثلاث ذرّات هيدروجين على الأقل جزء من كل اختيار.
- الموصِّل الفائق للكهرباء هو مادة غير عادية بها إلكترونات موصّلة حرّة تشبه الفلزّ. عند درجات حرارة منخفضة للغاية، تتزاوج الإلكترونات معًا لتشكّل أزواجًا. عندما يصطدم أحدها مع أيون، يُنقل الزخم المفقود في التصادم إلى الآخر والعودة. نتيجة لذلك، تتدفق الإلكترونات من دون مقاومة، إلى الأبد، ومن دون وجود مصدر جهد لدفعها. تتكوّن المواد الفائقة التوصيل الكهربائي الحديثة من السيراميك، وليس من الفلزّات. بحث «الموصلات الفائقة للحرارة المرتفعة».

a. ما أنواع المواد التي تُعدّ من الموصّلات الفائقة للحرارة المرتفعة: فلزّات أم لا فلزّات أم بوليمرات؟

b. ما أنواع الروابط الكيميائية الموجودة في هذه المواد؟ ما هي الفروق في السّالبيّة الكهربائية؟

c. ما أعلى درجة حرارة تجري فيها ملاحظة حالة التوصيل الفائق؟

المواد من السيراميك، بما في ذلك الفلزّات الأرضية النادرة، مثل إيتريوم – الباريوم – أكسيد النحاس، $YBa_2Cu_3O_7$. هذا الموصّل الفائق لديه درجة حرارة انتقال حرجة تبلغ حوالي (90 K) -174°C، وهي أعلى كثيرًا مما لدى النيتروجين السائل (63 K) (-210°C).

ملاحظات

الدرس 2-2
الأشكال الهندسيّة للجُزيئات

مصادر تعلّم الدّرس

الموضوع/الوقت	الموضوع/المحتوى	موارد كتاب الطالب	موارد دليل المعلم
التّهجين 2 حصة	الأشكال الهندسية للجزيئات. يعرِّف الأفلاك الجُزيئية ويتعرّف أنواع التهجين	الصفحات 68-72	الصفحات 107-113
أشكال الجُزيئات 2 حصة	يحدّد أشكال الجُزيئات الجُزيئية من خلال نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ (VSPER)	الصفحات 73-80	الصفحات 114-117
1 حصة نشاط	خبرة التعلم 2-2 حول الأشكال الهندسية للجُزيئات	الصفحة 81	الصفحتان 118، 119

الزّمن المقترح للدّرس

يستغرق تنفيذ هذا الدرس خمسة حصص، ويتضمّن تجربة تعلم واحدة.

الأنشطة	مواد من أجل النّشاط
2-2 الأشكال الهندسية للجُزيئات	مجموعة النماذج الجزيئية (نموذج الكرات والعِصيّ).

مخرجات التعلّم

C1101.4 يصف شكل المدارين الفرعيّين s وp والتّهجين النّاشئ منهما في الذّرّات مثل ذرّة الكربون، وذرّة الأكسجين. ويربط ذلك بقيم الزوايا بين الرّوابط.

C1101.5 يصف الرّابطة التّساهميّة بدلالة تداخل الأفلاك، وتكوّن روابط سيجما (σ) وباي (π). ويتعرّف أشكال زوايا الرّابطة، وقيمها في كلّ من الإيثان، والإيثين، والبنزين، من حيث الرابطتان σ وπ. ويتعرّف سبب عدم تمركّز الإلكترونات في البنزين.

C1101.6 يشرح أشكال الجزيّئات، وزوايا الارتباط باستخدام نظريّة تنافر أزواج إلكترونات التّكافؤ (VSEPR).

المعرفة السابقة

يفترض أن يكون الطلاب قبل البدء بالدرس على دراية بالموضوعات الآتية:

- ما ورد في الوحدة الأولى وخصوصًا أشكال الأفلاك الذّرية والروابط الكيميائية.
- كيفية كتابة مخطّطات تمثيل لويس النقطية وقراءتها.
- كتابة الصيغ الكيميائية كتابة صحيحة والتراكيب البنائية للمُركّبات.

المفردات

Bond length	طول الرّابطة
Bond angle	زاوية الرّابطة
Electron density	الكثافة الإلكترونيّة
VSEPR	نظريّة التّنافر بين أزواج إلكترونات التّكافؤ
Sigma bond σ	رابطة سيجما σ
Pi bond π	رابطة باي π
Moleculer orbital	الفلك الجُزيئيّ
Resonance structure	التّركيب الرّنينيّ

افتتاحية الدّرس

كلّف أحد الطلاب قراءة النص في مقدمة الدرس، ثم ناقش مع الجميع أهمية الأشكال الهندسية للمُركّبات الموجودة في الطبيعة، وطريقة تكوينها، واستخداماتها في حياتنا اليومية. دع الطلاب يتحدثوا عن وردة الصحراء (بتلة الورد) الموجودة في قطر وجمال تركيبها. حدّد أن بتلة الورد هذه مادة كيميائية تكوّنت عبر سنوات من بلوّرات الجبس والرمل.

متحف قطر الوطني

وردة الصحراء

وردة الصحراء تحولت إلى أيقونة معمارية من خلال متحف قطر الرائع.

اطلب من الطلاب البحث عن كيفية تكوين وردة الصحراء وأماكن وجودها في العالم.

الدّرس 2-2
الأشكال الهندسيّة للجزيئات

يبلغ حجم الذّرّات من الصّغر المتناهي إلى الحدّ الذي يستحيل معه أن نرى تركيبتها المجهريّة وكيفيّة ترتيبها في الجزيئات . ومع ذلك، فهناك طريقة مذهلة لإظهار التّركيبة الدّاخليّة لأيّ مركّب، في شكل البلّورة (crystal).

الأمثيست (الجمشت) التركيب الجزيئي

الشّكل 2-14 التّركيب الجُزيئيّ والبلوري.

الجمشت، مثلًا، حجر كريم أرجوانيّ، وهو نوع من بلّورات الكوارتز المكوّنة من السّيليكا (SiO_2). تترتّب ذرّات جُزيئات السّيليكا في الجمشت في البلّورة وفقًا لنمط سداسيّ. عندما تبرد السّيليكا المنصهرة ببطء شديد، ترتّب الجزيئات نفسها في تركيبة البلّورة خلال انتقالها من الحالة السّائلة إلى الحالة الصّلبة. والنّتيجة هي تكوّن بلّورات تملك خاصّيّة سداسيّة الجوانب، نراها في جميع أشكال الكوارتز.

الشّكل 2-15 وردة الصحراء (قطر).

أمّا وردة الصّحراء الموجودة في قطر، فهي بلّورة من الجبس. ومع تشكّل البلّورة ونموّها تنتظم حبيبات الرّمل في مستوى واحد، الأمر الذي يؤدّي إلى تشكّل تركيبة «بتلة الورد» الحادّة الّتي نراها.

المفردات

طول الرّابطة	Bond length
زاوية الرّابطة	Bond angle
الكثافة الإلكترونيّة	Electron density
نظريّة التّنافر بين أزواج إلكترونات التّكافؤ	VSEPR
رابطة سيجما σ	Sigma bond σ
رابطة باي π	Pi bond π
الفلك الجُزيئيّ	Molecular orbital
التّركيب الرّنينيّ	Resonance structure

مخرجات التّعلّم

C1101.4 يصف شكل المدارين الفرعيّين s و p والتّهجين النّاشئ منهما في الذّرّات مثل ذرّة الكربون، وذرّة الأكسجين. ويربط ذلك بقيم الزوايا بين الرّوابط

C1101.5 يصف الرّابطة التّساهميّة بدلالة تداخل الأفلاك، وتكوّن روابط سيجما (σ) وباي (π). ويتعرّف أشكال زوايا الرّابطة، وقيمها في كلّ من الإيثان، والإيثين، والبنزين من حيث الرابطتين σ و π. ويتعرّف سبب عدم تمركز الإلكترونات في البنزين.

C1101.6 يشرح أشكال الجزيّئات، وزوايا الارتباط باستخدام نظريّة تنافر أزواج إلكترونات التّكافؤ (VSEPR).

67

الأشكال الهندسية للجزيئات

استخدم علبة النماذج الجزيئية، كي تحضّر نموذجين خطّيين لجُزيئي الجلوكوز D، وL مسبقًا، حتى تتمكّن من عرضهما على الطلبة بشكل عملي. يمكنك أيضًا بناء نموذج الحلقة، الذي يُعدّ بناؤه أكثر صعوبة من النموذَجْين السابقين (حضّر هذه النماذج قبل بدء الحصة).

1. اعرض هذين النموذجين الخطيين لجُزيئي الجلوكوز. ثم اسأل: هل يمكنكم إخباري عن الفرق بينهما؟

قد تتدخّل لمساعدة الطلاب على رؤية الفرق؛ لأن هذه العملية تحتاج إلى دقة في الملاحظة.

2. طرأ على أجسامنا، وعلى أجسام الحيوانات والنباتات جميعها، تطوّر، لإنتاج ما يُسمّى الجلوكوز D وهضمه. أما جلوكوز L، فربّما سمعت أنه يُسمّى السكّر اليساري. فالمستقبلات العصبية التي تشعر بالطعم الحلو تستجيب لمذاقه، في حين أن الإنزيم الذي يحلّله لا يستجيب لذلك. لهذا السبب نتذوّق الطعم الحلو، ولكن بلا أي سعرات حرارية! هل سبق أن شاهده أي منكم في متجر؟

سيجيب بعض الطلاب بنعم، لكنهم سيخلطون بين مادة السكّرين saccharine، ومادة مُحلّية اصطناعية أخرى. فالجلوكوز L مادة يصعب إنتاجها، لعدم وجود مصدر طبيعي لها. لذا يجب تصنيعها في المختبر. وهي بذلك باهظة الثمن (حتى الآن) بالنظر إلى عدم توفّر منتج تجاري منها في الأسواق.

دع الطلاب يستنتجوا أهمية البناء الجُزيئي للجُزيئات؛ واستخدم الشكل 2-18 لتعريف زاوية الرابطة وطولها، مبيّنًا أهمية شكل الجُزيء في تحديد خصائصه الكيميائية.

الوحدة 2: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

الأشكال الهندسيّة للجزيئات

تكون الجزيئات ثلاثيّة الأبعاد، ويؤثر شكلها تأثيرًا كبيرًا في خصائص المُركّبات (الفيزيائيّة والكيميائيّة والبيولوجيّة). ربّما سمعت عن «السكّر اليساري» (L-sucrose) ذي الطعم الحلو، ولكنّه غير قابل للهضم؛ وبالتّالي، فهو لا يملك أيّة سعرات حراريّة. يُعزى عدم قدرة الجسم على هضم «السكّر اليساري» إلى أنّ أنزيم، السّكراز (sucrase)، يتفاعل فقط مع الشّكل الخاصّ لجزيء «السّكّر اليميني» (D-sucrose). في المقابل، فإنّ المستقبلات العصبيّة تكون حسّاسة لحلاوة كلا النّوعين من الجُزيئات D و L. انظر إلى **الشّكل 2-17** الّذي يبيّن التّركيبة الجزيئيّة لكلّ من الجلوكوز-L والجلوكوز-D. هل تستطيع أن ترى الاختلاف بينهما؟ إنّ كيمياء جسمك تستطيع، بالتّأكيد، أن تميّز بين الاثنين.

الجلوكوز-L ($C_6H_{12}O_6$) — الجلوكوز-D ($C_6H_{12}O_6$)

الشّكل 2-17 يبيّن التّركيبة الجزيئيّة لكلّ من الجلوكوز-L و الجلوكوز-D.

تصف الهندسة الجزيئيّة زوايا الرّوابط في الجزيء وأطوالها. يمكن لجُزيء الميثانول (كحول الخشب) أن يكون مثالًا جيّدًا (**الشّكل 2-18**).

نلاحظ أنّ الصّيغة الكيميائيّة، CH_3OH، لا تبيّن لك كيف تترابط الذّرّات، بينما يظهر التّمثيل الثّنائيّ الأبعاد كلّ رابطة في الشّكل المسطّح. وأخيرًا يكون التّمثيل الثّلاثيّ الأبعاد الأقرب إلى الواقع بافتراض قدرتنا على «رؤية» جُزيء منفرد.

إنّ **طول الرّابطة Bond length** هو المسافة بين مركزي الذرّتين المترابطتين، ويجري قياسه بوحدة أنجستروم (Å). إنّ كلّ واحد أنجستروم يساوي 10^{-10} m، وهو ما يقرب من حجم الذّرّة الواحدة. أمّا **زاوية الرابطة Bond angle**، فهي الزّاوية النّاتجة من متوسّط المواقع لثلاث ذرّات متّصلة بواسطة رابطتين، كذرّات الكربون والأكسجين والهيدروجين 1 و2 و3، كما في **الشّكل 2-18**.

زاوية الرّابطة (°)	
1 – 2 – 3	107°
4 – 1 – 6	109°
4 – 1 – 2	112°

طول الرّابطة (Å)	
1 – 2	1.41
1 – 4	1.12
1 – 5	1.12
1 – 6	1.12
2 – 3	0.96

الشّكل 2-18 يمثّل أطوال الرّوابط وزواياها.

لاحظ أنّ ذرّات الهيدروجين الثّلاث (4 و5 و6) وذرّة الأكسجين (2) تأخذ شكل رباعيّ الأوجه حول ذرّة الكربون المركزيّة (1). يُعدُّ رباعيّ الأوجه واحدًا من الأشكال الهندسيّة الجزيئيّة الأساس، وهو ينتج من التّنافر المتبادل لأزواج الإلكترونات. وعلى غرار الماء، يُعدُّ الميثانول جُزيئًا قطبيًّا بسبب شكله من جهة، وبسبب الرّابطتين القطبيّتين (C-O) و(O-H) من جهة أخرى، كما في **الشّكل 2-19**. وهذه خاصّيّة شائعة في جميع الكحولات، بسبب مجموعة (O-H).

ثنائيّ القطب

الشّكل 2-19 توزيع الشّحنة في جُزيء الميثانول.

68

الأفلاك الجزيئية و التهجين

أمسك بنموذج لجزيء الميثان CH_4، وارفعه نحو الأعلى أمام الطلاب، مبيّنًا لهم شكله الهرمي الرباعي الأوجه. واسأل: لماذا يمتلك هذا الشكل؟ عندما تكون الروابط على امتداد أفلاك p، فهل يجب أن تكون عند زوايا مناسبة بعضها لبعض؟

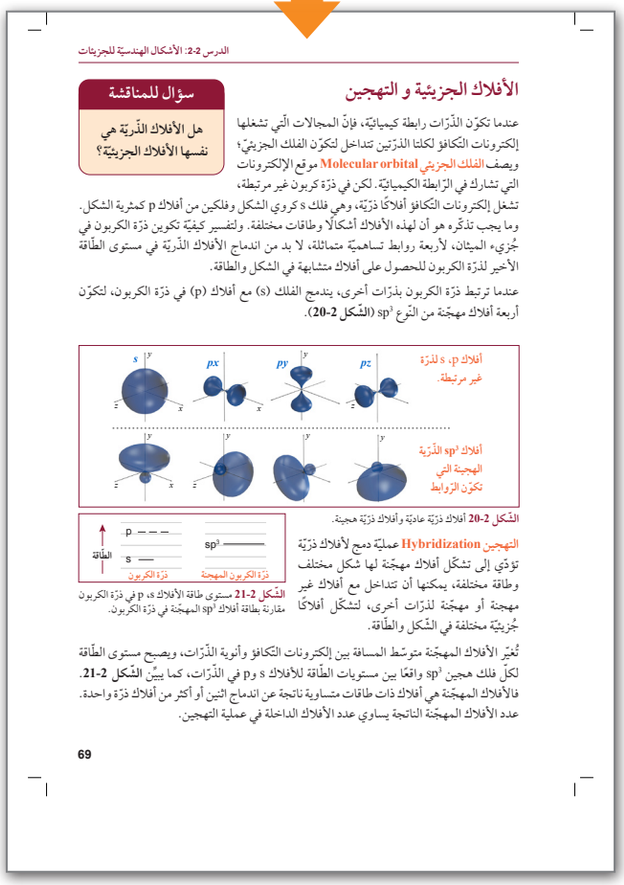
حفّز عملية الملاحظة التي تبيّن أن الروابط لا تكون على امتداد أفلاك p.

لدى ترابط الذرّات، تصبح مستويات الطاقة مختلفة عما كانت عليه قبل الارتباط. فإلكترونات التكافؤ تشغل أفلاكًا جُزيئيةً مُهجَّنة جديدة، حيث تكون مختلفة في شكلها عن الأفلاك الذّرية.

يجب على الطلاب التمييز بين الأفلاك الذّرية، والأفلاك الجُزيئية، من حيث الشكل والتسمية. استخدم الشكل 2-20 لتوضيح ذلك. ما اسم عملية الاندماج التي جرت بين الأفلاك الذّرية التي أدّت إلى تشكّل أفلاك جزيئية (مهجّنة)؟

يجب أن يتعرّف الطلاب مفهوم «التهجين». ما الذي يحدث لطاقة تلك الأفلاك الذرّية المختلفة في الطاقة، عندما تندمج معًا بواسطة عملية التهجين تلك؟

يجب أن يعرف الطلاب أن الأفلاك المهجَّنة هي أفلاك ذات طاقة متساوية ناتجة من اندماج اثنين أو أكثر من أفلاك ذرّة واحدة. استخدم الشكل 2-21 لتبيان الفرق بين طاقة الأفلاك قبل التهجين وبعده.



الدرس 2-2: الأشكال الهندسيّة للجزيئات

الأفلاك الجزيئية و التهجين

سؤال للمناقشة

هل الأفلاك الذّريّة هي نفسها الأفلاك الجزيئيّة؟

عندما تكوّن الذّرّات رابطة كيميائيّة، فإنّ المجالات الّتي تشغلها إلكترونات التّكافؤ لكلتا الذرّتين تتداخل لتكوّن الفلك الجزيئيّ؛ ويصف **الفلك الجزيئي Molecular orbital** موقع الإلكترونات التي تشارك في الرّابطة الكيميائيّة. لكن في ذرّة كربون غير مرتبطة، تشغل إلكترونات التّكافؤ أفلاكًا ذرّيّة، وهي فلك s كروي الشكل وفلكين من أفلاك p كمثرية الشكل. وما يجب تذكّره هو أن لهذه الأفلاك أشكالًا وطاقات مختلفة. ولتفسير كيفيّة تكوين ذرّة الكربون في جُزيء الميثان، لأربعة روابط تساهميّة متماثلة، لا بد من اندماج الأفلاك الذّريّة في مستوى الطّاقة الأخير لذرّة الكربون للحصول على أفلاك متشابهة في الشكل والطاقة.

عندما ترتبط ذرّة الكربون بذرّات أخرى، يندمج الفلك (s) مع أفلاك (p) في ذرّة الكربون، لتكوّن أربعة أفلاك مهجّنة من النّوع sp^3 (**الشّكل 2-20**).

الشّكل 2-20 أفلاك ذرّيّة عاديّة وأفلاك ذرّيّة هجينة.

الشّكل 2-21 مستوى طاقة الأفلاك s، p في ذرّة الكربون مقارنة بطاقة أفلاك sp^3 المهجّنة في ذرّة الكربون.

التهجين Hybridization عمليّة دمج لأفلاك ذرّيّة تؤدّي إلى تشكّل أفلاك مهجّنة لها شكل مختلف وطاقة مختلفة، يمكنها أن تتداخل مع أفلاك غير مهجنة أو مهجّنة لذرّات أخرى، لتشكّل أفلاكًا جُزيئيّة مختلفة في الشّكل والطّاقة.

تُعتبَر الأفلاك المهجّنة متوسّط المسافة بين إلكترونات التّكافؤ وأنوية الذّرّات، ويصبح مستوى الطّاقة لكلّ فلك هجين sp^3 واقعًا بين مستويات الطّاقة للأفلاك s وp في الذّرّات، كما يبيّن **الشّكل 2-21**. فالأفلاك المهجّنة هي أفلاك ذات طاقات متساوية ناتجة عن اندماج اثنين أو أكثر من أفلاك ذرّة واحدة. عدد الأفلاك المهجّنة الناتجة يساوي عدد الأفلاك الداخلة في عملية التهجين.

69

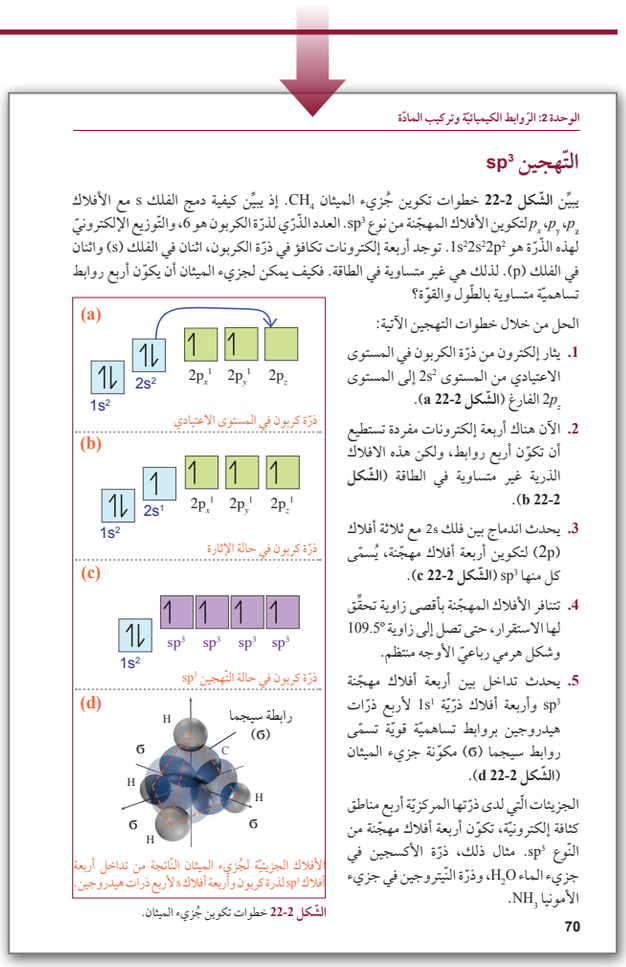
التهجين sp^3

مرة أخرى، أمسك بنموذج لجُزيء الميثان CH_4، وارفعه نحو الأعلى أمام الطلاب، مبيّنًا لهم شكله الهرمي الرباعي الأوجه، واسأل: ما نوع تهجين جُزيء الميثان؟

يجب أن يعرف الطلاب التهجين من نوع sp^3، وأن عدد الأفلاك المهجَّنة يساوي عدد الأفلاك المندمجة (غير المهجّنة). هنا اندمج فلك s واحد مع ثلاثة أفلاك p لتكوين أربعة أفلاك مهجَّنة. استخدم الشكل 2-22 لتوضيح ذلك.اكتب على السبّورة رمز عنصر الكربون وعدده الذّري، ثم اطلب منهم كتابة التوزيع الإلكتروني للكربون في المستوى الأرضي. تابع معهم خطوات عملية تكوين أفلاك من النوع sp^3، لذرّة الكربون، وصولًا إلى تكوين جُزيء الميثان المبيَّن بالشكل 2-22d.

اسأل عن نوع الروابط بين ذرّة الكربون وكل من ذرّات الهيدروجين الأربع. **(روابط تساهمية من النوع سيجما).**

ما قيمة زاوية كل رابطة ؟ **109.5^o**



الوحدة 2: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

التّهجين sp^3

يبيّن **الشّكل 2-22** خطوات تكوين جُزيء الميثان CH_4. إذ يبيّن كيفية دمج الفلك s مع الأفلاك p_x، p_y، p_z لتكوين الأفلاك المهجّنة من نوع sp^3. العدد الذّرّي لذرّة الكربون هو 6، والتّوزيع الإلكترونيّ لهذه الذّرّة هو $1s^2 2s^2 2p^2$. توجد أربعة إلكترونات تكافؤ في ذرّة الكربون، اثنان في الفلك (s) واثنان في الفلك (p). لذلك هي غير متساوية في الطاقة. فكيف يمكن لجزيء الميثان أن يكوّن أربع روابط تساهميّة متساوية بالطّول والقوّة؟

الحل من خلال خطوات التهجين الآتية:

1. يثار إلكترون من ذرّة الكربون في المستوى الاعتيادي من المستوى $2s^2$ إلى المستوى $2p_z$ الفارغ (**الشّكل 2-22 a**).
2. الآن هناك أربعة إلكترونات مفردة تستطيع أن تكوّن أربع روابط، ولكن هذه الافلاك الذرية غير متساوية في الطاقة (**الشّكل 2-22 b**).
3. يحدث اندماج بين فلك s2 مع ثلاثة أفلاك (2p) لتكوين أربعة أفلاك مهجّنة، يُسمّى كل منها sp^3 (**الشّكل 2-22 c**).
4. تتنافر الأفلاك المهجّنة بأقصى زاوية تحقّق لها الاستقرار، حتى تصل إلى زاوية 109.5^o وشكل هرمي رباعيّ الأوجه منتظم.
5. يحدث تداخل بين أربعة أفلاك مهجّنة sp^3 وأربعة أفلاك ذرّيّة $1s^1$ لأربع ذرّات هيدروجين بروابط تساهميّة قويّة تسمّى روابط سيجما (σ) مكوّنة جزيء الميثان (**الشّكل 2-22 d**).

الجزيئات الّتي لدى ذرّتها المركزيّة أربع مناطق كثافة إلكترونيّة، تكوّن أربعة أفلاك مهجّنة من النّوع sp^3. مثال ذلك، ذرّة الأكسجين في جزيء الماء H_2O، وذرّة النّيتروجين في جزيء الأمونيا NH_3.

(a) $1s^2$ $2s^2$ $2p_x^1$ $2p_y^1$ $2p_z$
ذرّة كربون في المستوى الاعتيادي

(b) $1s^2$ $2s^1$ $2p_x^1$ $2p_y^1$ $2p_z^1$
ذرّة كربون في حالة الإثارة

(c) $1s^2$ sp^3 sp^3 sp^3 sp^3
ذرّة كربون في حالة التّهجين sp^3

(d) رابطة سيجما (σ)
الأفلاك الجزيئيّة لجُزيء الميثان النّاتجة من تداخل أربعة أفلاك sp^3 لذرة كربون وأربعة أفلاك s لأربع ذرات هيدروجين.

الشّكل 2-22 خطوات تكوين جُزيء الميثان.

70

التهجين sp^2، والتهجين sp

أمسك بنموذجين: أحدهما لجزيء الإيثيلين C_2H_4، والآخر لجُزيء الإيثاين C_2H_2، وارفعهما نحو الأعلى، مبيّنًا للطلاب الرابطة الثنائية في الإيثيلين، والرابطة الثلاثية في الإيثاين. ذكِّر الطلاب بأن جُزيء الميثان يحتوي على روابط تساهمية أحادية فقط من النوع سيجما.

تمتلك الروابط الثنائية والروابط الثلاثية أشكالًا مهجَّنة مختلفة، تؤثّر إلى حدٍّ ما في الأفلاك الذّرية بصورة مختلفة.

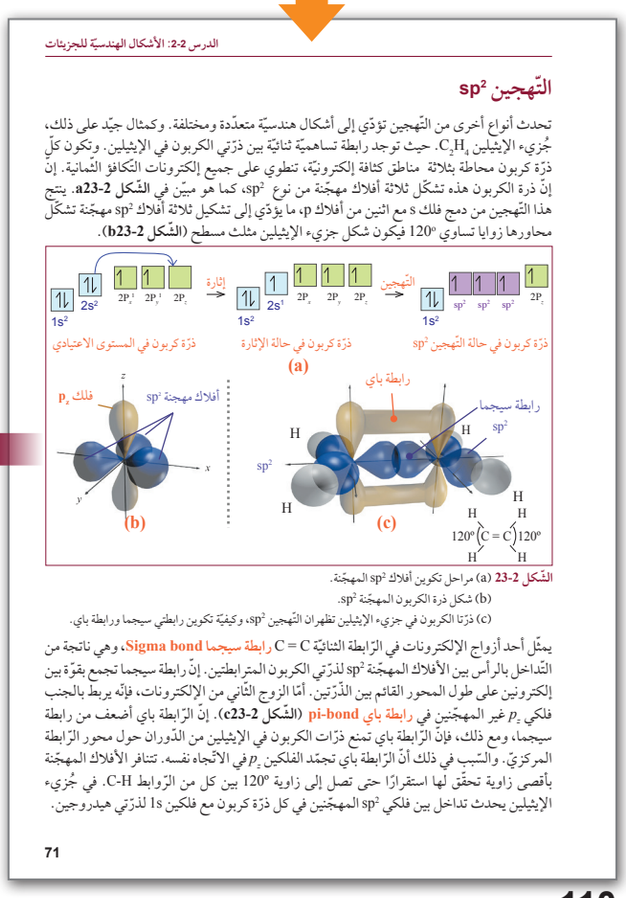
اعرض صورًا لأفلاك sp^2، وأفلاك sp المهجَّنة، وبيِّن للطلاب روابط سيجما المُكونة من تداخل الأفلاك المهجنة و التي تربط بين الذّرتين، وروابط باي التي تربط بين أفلاك p غير المهجَّنة.

استعن بالشكلين 2-23، و2-24. واسأل: لماذا لا تدور ذرّات الكربون حول محور الرابطة المركزي؟ اذكر للطلاب أن الرابطة باي هي التي تمنع ذرّات الكربون من الدوران حول محور الرابطة المركزي؛ والسبب في ذلك هو أن الرابطة باي تعمل على تجميد الفلكين p، حيث يكونان في الاتجاه نفسه.

كيف تصل هذه الأفلاك المهجّنة إلى الاستقرار؟

بيّن للطلاب أن هذه الأفلاك المهجنة تتنافر لتصل إلى أقصى زاوية تحقِّق لها الاستقرار، حيث تصل الزاوية بين كل من الروابط C-H إلى 120° في جُزيء الإيثيلين، وإلى 180° في جُزيء الإيثاين.

اعمل على حل المثال 4 لتبيّن الفرق بين أفلاك ذرات الكربون المهجَّنة من النوع sp^3، وأفلاك ذرات الكربون المهجّنة من النوع sp^2 في الجزيء نفسه.



التّهجين sp^2

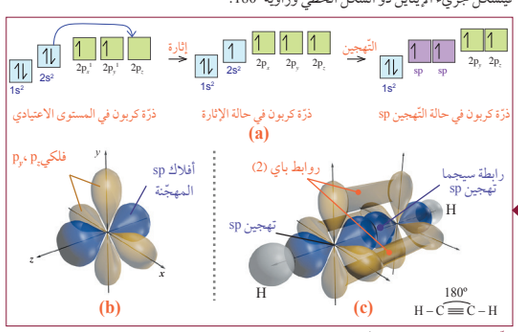
تحدث أنواع أخرى من التّهجين تؤدّي إلى أشكال هندسيّة متعدّدة ومختلفة. وكمثال جيّد على ذلك، جُزيء الإيثيلين C_2H_4. حيث توجد رابطة تساهميّة ثنائيّة بين ذرّتي الكربون في الإيثيلين. وتكون كلّ ذرّة كربون محاطة بثلاثة مناطق كثافة إلكترونيّة، تنطوي على جميع إلكترونات التّكافؤ الثّمانية. إنّ إنّ ذرة الكربون هذه تشكّل ثلاثة أفلاك مهجّنة من نوع sp^2، كما هو مبيّن في **الشّكل 2-23a**. ينتج هذا التّهجين من دمج فلك s مع اثنين من أفلاك p، ما يؤدّي إلى تشكيل ثلاثة أفلاك sp^2 مهجّنة تشكّل محاورها زوايا تساوي 120° فيكون شكل جزيء الإيثيلين مثلث مسطح (**الشّكل 2-23b**).

الشّكل 2-23 (a) مراحل تكوين أفلاك sp^2 المهجّنة.
(b) شكل ذرة الكربون المهجّنة sp^2.
(c) ذرّتا الكربون في جزيء الإيثيلين تظهران التّهجين sp^2، وكيفيّة تكوين رابطتي سيجما ورابطة باي.

يمثّل أحد أزواج الإلكترونات في الرّابطة الثنائيّة C = C **رابطة سيجما Sigma bond**، وهي ناتجة من التّداخل بالرأس بين الأفلاك المهجّنة sp^2 لذرّتي الكربون المترابطتين. إنّ رابطة سيجما تجمع بقوّة بين إلكترونين على طول المحور القائم بين الذّرّتين. أمّا الزوج الثّاني من الإلكترونات، فإنّه يربط بالجنب فلكي p_z غير المهجّنين في **رابطة باي pi-bond** (**الشّكل 2-23c**). إنّ الرّابطة باي أضعف من رابطة سيجما، ومع ذلك، فإنّ الرّابطة باي تمنع ذرّات الكربون في الإيثيلين من الدّوران حول محور الرّابطة المركزيّ. والسّبب في ذلك أنّ الرّابطة باي تجمّد الفلكين p_z في الاتّجاه نفسه. تتنافر الأفلاك المهجّنة بأقصى زاوية تحقّق لها استقرارًا حتى تصل إلى زاوية 120° بين كل من الرّوابط C-H. في جُزيء الإيثيلين يحدث تداخل بين فلكي sp^2 المهجّنين في كل ذرّة كربون مع فلكين 1s لذرّتي هيدروجين.

التّهجين sp

يُظهر جزيء الإيثاين C_2H_2 نوعًا ثالثًا من التّهجين، حيث يندمج الفلك s وأحد الأفلاك p؛ فيحدث التّهجين sp كما يبيّن **الشّكل 2-24a**. أمّا **الشّكل 2-24b**، فيبيّن شكل الفلكين sp المهجنين. ترتبط ذرّتا الكربون برابطة تساهميّة ثلاثيّة تتكوّن من رابطة سيجما مركزيّة ناتجة من تداخل فلك sp من كلّ من الذّرّتين، ومن رابطتي باي ناتجتين من تداخل الأفلاك p غير المهجّنة في ذرّتي الكربون، كما هو مبيّن في **الشّكل 2-24c**. أما الفلك الثاني sp لكل ذرّة كربون، فيتداخل مع فلك 1s لكل ذرّة هيدروجين؛ فيتشكّل جُزيء الإيثاين ذو الشّكل الخطّي وزاوية 180°.

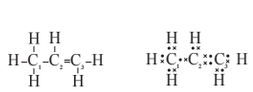


الشّكل 2-24 (a) مراحل تكوين أفلاك sp المهجّنة.
(b) شكل ذرة الكربون المهجّنة sp.
(c) ذرّتا الكربون في جُزيء الإيثاين تظهران التّهجين sp، وكيفيّة تكوين رابطة سيجما ورابطتي باي.

مثال 4

ما نوع التهجين لكل ذرة كربون في الجزيء C_3H_6؟

الحلّ: اكتب تمثيل لويس النّقطيّ للجزيء C_3H_6.



تحاط ذرّة الكربون رقم 1 بأربع مناطق كثافة إلكترونية وبذلك تكون الأفلاك المهجّنة لهذه الذرة هي من نوع sp^3. بينما ذرّتي الكربون الأخرى لدى كل واحدة منها ثلاث مناطق كثافة إلكترونية وبذلك يكون التهجين من نوع sp^2.

نظرية التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR

ابدأ الحصة بسؤال المناقشة أعلى الصفحة، بغية التوصُّل إلى الفكرة الرئيسة، وهي أن مناطق الكثافة الإلكترونية تتنافر، وأن طاقة التنافر تكون كبيرة بشكل كافٍ لإجبار الروابط الكيميائية على تغيير شكلها، حيث تباعد بين الإلكترونات قدر الإمكان.

يُسمّى هذا المفهوم VSEPR، وهو اختصار للتنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ.

ادعُ كلًا من الطلاب إلى بناء جُزيء ميثان.

ذلك أن أوّل الأمثلة على هذه النظرية وأكثرها سهولة، هو الشكل الهرمي الرباعي الأوجه لجُزيء الميثان. يباعد هذا الجُزيء بين الروابط قدر الإمكان في الشكل الثلاثي الأبعاد.استخدم الشكل 2-25 لتبيّن العلاقة بين شكل الجُزيء المحتمل، وعدد مناطق الكثافة الإلكترونية.

وضّح للطلاب أن العلوم بشكل عام تتداخل. ففي هذا الدرس نعتمد على ما تعلّمه الطالب في الرياضيات الهندسية.

الدرس 2-2: الأشكال الهندسيّة للجزيئات

نظريّة التّنافر بين أزواج إلكترونات التّكافؤ

سؤال للمناقشة

ما العوامل المؤثّرة في أشكال الجُزيئات؟

تشكّل الرّوابط الكيميائيّة مناطق من **الكثافة الإلكترونية Electron density**. وتؤدّي الشّحنة السّالبة لكلّ من هذه المناطق إلى حدوث تنافر بينها. ويظهر الشّكل أدناه كيف أنّ منطقتين من الكثافة الإلكترونيّة تتنافران ما يؤدّي إلى تكوّن شكل خطّيّ كما في تهجين sp، بينما يؤدّي التّنافر بين ثلاث مناطق إلى تكوّن شكل مثلّث مسطّح كما في تهجين sp^2. ويؤدّي التّنافر بين أربع مناطق إلى تكوّن شكل رباعيّ الأوجه منتظم كما في تهجين sp^3 (**الشّكل 2-25**).

الشّكل 2-25 تمثيل ثلاثيّ الأبعاد لمناطق من الكثافة الإلكترونيّة المتنافرة.

التّنافر بين إلكترونات التّكافؤ المحيطة بالذّرّة يجعلها تتباعد إلى أقصى حد.

تعرف نظريّة تنافر المناطق ذات الكثافة الإلكترونيّة العالية بإسم: **تنافر أزواج إلكترونات التّكافؤ**، وهي تختصر بـ **Valence Shell Electron Pair Repulsion (VSEPR)**.

تفترض نظريّة VSEPR النّقطتين الرّئيسيتين الآتيتين:

1. تميل مناطق الكثافة الإلكترونيّة إلى التّباعد قدر الإمكان في الفضاء الثّلاثيّ الأبعاد بهدف التّقليل من التّنافر بين الإلكترونات، والوصول إلى الشّكل الأكثر استقرارًا.
2. تتضمّن مناطق الكثافة الإلكترونيّة أزواج إلكترونات التّكافؤ غير المشتركة في الرّوابط الكيميائيّة، إضافة إلى إلكترونات الرّوابط الكيميائيّة.

تتضمن المجالات الالكترونية الكترونات التكافؤ المرتبطة و الغير مرتبطة للذرة المركزية.

يمكن تطبيق نظرية VSEPR لتوقع أشكال الجزيئات التساهمية وقيم زوايا الروابط. أمّا الرّوابط الأيّونيّة وانتقال الإلكترونات وتركيب المركّبات الأيّونيّة، فهي موضوعات سوف تعالج في الدّرس التالي. ومع ذلك، يمكن تطبيق نظريّة VSEPR على أشكال الأيونات المتعددة الذرات والتي تحتوي على روابط تساهمية بين ذراتها مثال ذلك، شكل أيّون الكربونات CO_3^{2-}، المثلّث المسطّح المبيّن في **الشّكل 2-26**.

الشّكل 2-26 زوايا الرّوابط في أيّون الكربونات.

73

الأشكال المنحنية والأشكال الخطّية

كلّف طالبًا ببناء جُزيء ماء، مستخدمًا علبة نماذج الجُزيئات، ومقارنته بجُزيء الميثان.

تُكوِّن ذرّتا الهيدروجين زاوية بينهما. ويُشكِّل زَوْجا الإلكترونات غير المرتبطة الموجودان في ذرّة الأكسجين مناطقَ للكثافة الإلكترونية، تُسمّى أزواج الإلكترونات الحرة (غير المرتبطة).

ارسم مخطط لويس النقطي لجُزيء الماء، كي توضّح أزواج الإلكترونات الحرة (غير المرتبطة)، ثم ارسم مخطط لويس النقطي لجُزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2.

طبّق مفهوم VSEPR على جُزيء CO_2. ما الشكل الذي ينبغي أن يكون عليه هذا الجُزيء؟

كلّف الطلاب بناءه. ووضّح أن هناك منطقتين للكثافة الإلكترونية تجعل منه جُزيئًا خطيّ الشكل، بزاوية 180°.

اكتب على السبورة أمثلة أخرى على جزيئات ذات أشكال منحنية (SF_2 وH_2S)، وأخرى على جزيئات ذات أشكال خطّية؛ (HCN و BeH_2 وC_2H_2 وCS_2)واطلب منهم كتابة تمثيل لويس النقطي لكل منها، وتحديد شكل الجُزيء.

الوحدة 2: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

الأشكال المنحنية والأشكال الخطّية

إنّ الزّوج الإلكتروني الحر في الذرّة المرتبطة هو زوج من إلكترونات التّكافؤ، غير مشارك مع ذرّة أخرى في رابطة كيميائيّة. وتمثّل الأزواج الحرّة بأزواج من النّقاط (أو علامات ×) وفقًا لنموذج تمثيل لويس النّقطيّ، وهي تسمّى، أيضاً، أزواجاً غير مشاركة أو أزواجًا غير مرتبطة. فالأزواج الحرّة هي مناطق من الكثافة الإلكترونيّة تسهم في تنافر الإلكترونات وفقًا لنظريّة VSEPR.

يعتبر جزيء الماء مثالًا جيّدًا على الجزيئات الّتي لذرّاتها المركزيّة أزواج حرّة من الإلكترونات. لذا يكون شكل جُزيء الماء منحنيًا بزاوية رابطة تساوي 104.5°. يرجع ذلك إلى وجود زوجين من الإلكترونات الحرّة إضافة إلى الزّوجين المكوّنين للرّابطتين. ويؤدّي التّنافر العالي للزّوجين المنفردين إلى دفع رابطتي O-H نحو الأسفل فيصبح شكل الجزيء منحني (**الشّكل 2-27**). في حين أنّ وجود أربعة مجالات من الكثافة الإلكترونيّة تعطي الجزيء الشّكل الرباعيّ الأوجه بحسب ترتيب الأزواج الإلكترونيّة. وبالتالي فإن لذرّة الأكسجين أفلاك sp^3 المهجّنة. الملاحظ في **الشّكل 2-27** أيضًا أن للرّوابط في الماء زوايا أصغر من 109.5°، أي أصغر من زوايا الشكل الرّباعيّ المنتظم. ويرجع ذلك إلى أن التّنافر بين الأزواج غير المرتبطة أكبر من التّنافر بين الأزواج المرتبطة.

الشّكل 2-27 الشّكل منحني لجُزيء الماء والرباعيّ الأوجه لمجالات الكثافة الإلكترونيّة الأربعة.

وبحسب نظريّة VSEPR تُعتبر كل الرّوابط الثنائيّة والثّلاثيّة كأنها روابط أحاديّة، أي منطقة كثافة إلكترونيّة واحدة. فعلى سبيل المثال، يحتوي جُزيء ثاني أكسيد الكربون على رابطتين ثنائيّتين بين ذرّة الكربون المركزيّة، وبين كلّ من ذرّتي الأكسجين. تتنافر هاتان الرّابطتان بزاوية 180°، وتأخذان اتّجاهين متعاكسين، وتكوّن ذرّتا الأكسجين في الجانبين المتقابلين لذرّة الكربون، كذلك لا توجد أزواج إلكترونات حرة عند الذرّة المركزيّة، للتّأثير في الشكل الهندسي للجزيء. وبالتّالي، فإنّ جُزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2 يكون خطيًّا (**الشّكل 2-28**). وهكذا فإنّ الجُزيئات الّتي تملك منطقتين من الكثافة الإلكترونيّة يكون شكلها خطيًّا.

الشّكل 2-28 مجالان من الكثافة الإلكترونيّة في جُزيء ثاني أكسيد الكربون يصنعان شكلًا خطيًّا بزاوية مقدارها 180°.

74

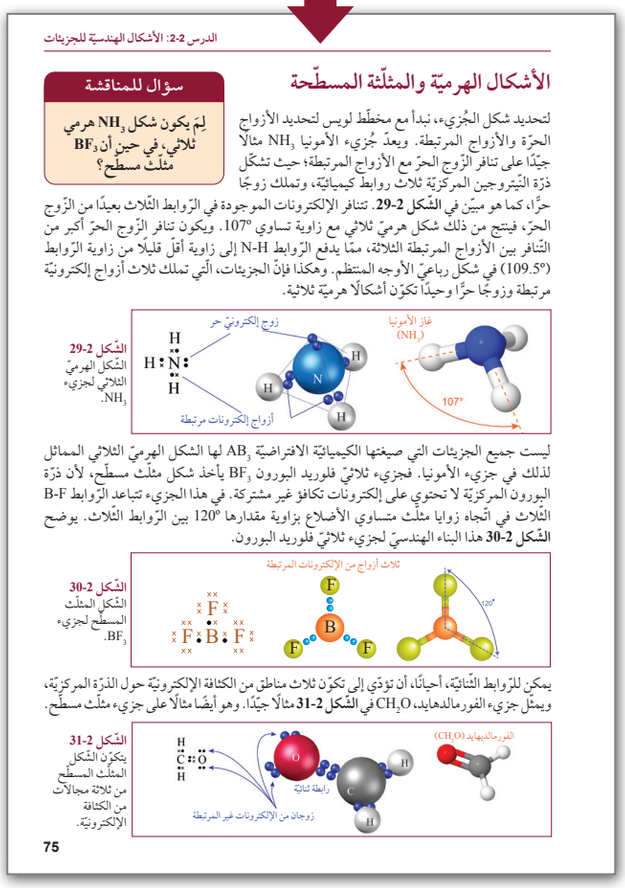
الأشكال الهرمية والمثلّثة المُسطّحة

ارسم تمثيل لويس النقطي لجُزيء الأمونيا NH_3، ولجُزيء ثلاثي فلوريد البورون BF_3، ثم كلّف الطلاب بناء نموذج لكل منهما.

واسأل: من خلال التمثيلين والنموذجين، هل يمكنك أن تعرف كيف يكوّن التنافر الإلكتروني تلك الأشكال؟ لماذا يكون شكل جزيء الأمونيا هرميًّا وليس مُسطَّحًا؟ ولماذا يكون شكل جزيء ثلاثي فلوريد البورون مُثلثًا مُسطَّحًا؟

توجد أربع مناطق للكثافة الإلكترونية في الأمونيا، من بينها زوج إلكترونات حُرَّة، وثلاثة أزواج إلكترونات مرتبطة. لذا يكون الشكل الأساسي له هرميًّا مُثلَّثًا، في حين أن هناك ثلاث مناطق للكثافة الإلكترونية، هي ثلاثة أزواج إلكترونات مرتبطة في جُزيء ثلاثي فلوريد البورون. لذا يكون شكله مثلثًا مُسطَّحًا. استخدم الشكلين 2-29 و2-30 لتبيّن الفرق بين الشكلين، من حيث الزوايا.

كلّف طالبًا بناء نموذج لجُزيء الفورمالدهيد CH_2O، ولجُزيء PH_3. ودع الباقين يُحدِّدوا شكل هذين الجُزيئين من خلال مناقشة نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ.



الدرس 2-2: الأشكال الهندسيّة للجزيئات

الأشكال الهرميّة والمثلّثة المسطّحة

سؤال للمناقشة

لِمَ يكون شكل NH_3 هرمي ثلاثي، في حين أن BF_3 مثلّث مسطّح؟

لتحديد شكل الجُزيء، نبدأ مع مخطّط لويس لتحديد الأزواج الحرّة والأزواج المرتبطة. ويعدّ جُزيء الأمونيا NH_3 مثالًا جيّدًا على تنافر الزّوج الحرّ مع الأزواج المرتبطة؛ حيث تشكّل ذرّة النّيتروجين المركزيّة ثلاث روابط كيميائيّة، وتملك زوجًا حرًّا، كما هو مبيّن في **الشّكل 2-29**. تتنافر الإلكترونات الموجودة في الرّوابط الثّلاث بعيدًا من الزّوج الحرّ، فينتج من ذلك شكل هرميّ ثلاثي مع زاوية تساوي 107°. ويكون تنافر الزّوج الحرّ أكبر من التّنافر بين الأزواج المرتبطة الثلاثة، ممّا يدفع الرّوابط N-H إلى زاوية أقلّ قليلًا من زاوية الرّوابط (109.5°) في شكل رباعيّ الأوجه المنتظم. وهكذا فإنّ الجزيئات، الّتي تملك ثلاث أزواج إلكترونيّة مرتبطة وزوجًا حرًّا وحيدًا تكوّن أشكالًا هرميّة ثلاثية.

الشّكل 2-29
الشّكل الهرميّ الثلاثي لجزيء NH_3.

ليست جميع الجزيئات التي صيغتها الكيميائيّة الافتراضيّة AB_3 لها الشكل الهرميّ الثلاثي المماثل لذلك في جزيء الأمونيا. فجزيء ثلاثيّ فلوريد البورون BF_3 يأخذ شكل مثلّث مسطّح، لأن ذرّة البورون المركزيّة لا تحتوي على إلكترونات تكافؤ غير مشتركة. في هذا الجزيء تتباعد الرّوابط B-F الثّلاث في اتّجاه زوايا مثلّث متساوي الأضلاع بزاوية مقدارها 120° بين الرّوابط الثّلاث. يوضح **الشّكل 2-30** هذا البناء الهندسيّ لجزيء ثلاثيّ فلوريد البورون.

الشّكل 2-30
الشّكل المثلّث المسطّح لجزيء BF_3.

يمكن للرّوابط الثّنائيّة، أحيانًا، أن تؤدّي إلى تكوّن ثلاث مناطق من الكثافة الإلكترونيّة حول الذرّة المركزيّة، ويمثّل جزيء الفورمالدهايد، CH_2O في **الشّكل 2-31** مثالًا جيّدًا. وهو أيضًا مثالًا على جزيء مثلّث مسطّح.

الشّكل 2-31
يتكوّن الشّكل المثلّث المسطّح من ثلاثة مجالات من الكثافة الإلكترونيّة.

75

الجُزيئات المتعدّدة الذرات

كلّف الطلاب رسم جُزيء حمض الأسيتيك، ثم ناقش الأشكال المختلفة التي يكوّنها.

سلْ: «ما الأشكال التي يكوِّنها جُزيء حمض الأسيتيك (الخليك)؟».

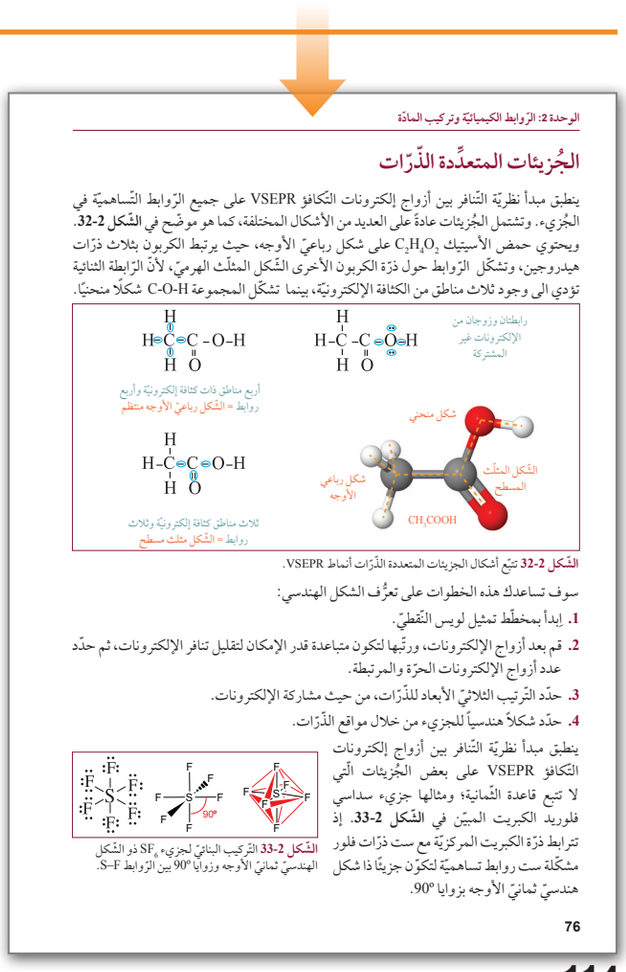
يجب أن يحدّد الطلاب كلًا من الشكل الهرمي الرباعي الأوجه، والشكل المثلّث المُسطّح، والشكل المنحني، للجُزيء.

من خلال تفحُّصك تمثيل لويس النقطي لجُزيء حمض الأسيتيك، هل تعرف كيف تفسِّر مناطق الكثافة الإلكترونية شكل هذا الجزيء؟

ارسم مخطط لويس لجُزيء حمض الأسيتيك، ووضّح للطلاب المناطق المختلفة للكثافة الإلكترونية. ووضح لهم أن الرابطة الثنائية تشكّل منطقة كثافة إلكترونية واحدة.

ادعُ الطلاب إلى بناء نموذج لجُزيئات متعدِّدة أخرى، مثل الإيثانول C_2H_5OH، والبروباين C_3H_4، ودعْهم يتوقّعوا الأشكال الهندسية لها.

استخدم الشكل 2-33 لتبيّن للطلاب شكل جُزيء ذرّته المركزية لا تتبع قاعدة الثمانية، ولديها أكثر من أربع روابط، مثل سداسي فلوريد الكبريت SF_6 (شكل ثماني الأوجه).


الوحدة 2: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

الجُزيئات المتعدِّدة الذّرّات

ينطبق مبدأ نظريّة التّنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR على جميع الرّوابط التّساهميّة في الجُزيء. وتشتمل الجُزيئات عادةً على العديد من الأشكال المختلفة، كما هو موضّح في الشّكل 2-32. ويحتوي حمض الأسيتيك $C_2H_4O_2$ على شكل رباعيّ الأوجه، حيث يرتبط الكربون بثلاث ذرّات هيدروجين، وتشكّل الرّوابط حول ذرّة الكربون الأخرى الشّكل المثلّث الهرميّ، لأنّ الرّابطة الثنائية تؤدي الى وجود ثلاث مناطق من الكثافة الإلكترونيّة، بينما تشكّل المجموعة C-O-H شكلًا منحنيًا.

الشّكل 2-32 تتبّع أشكال الجزيئات المتعددة الذّرّات أنماط VSEPR.

سوف تساعدك هذه الخطوات على تعرُّف الشكل الهندسي:

1. إبدأ بمخطّط تمثيل لويس النّقطيّ.
2. قم بعد أزواج الإلكترونات، ورتّبها لتكون متباعدة قدر الإمكان لتقليل تنافر الإلكترونات، ثم حدّد عدد أزواج الإلكترونات الحرّة والمرتبطة.
3. حدّد التّرتيب الثلاثيّ الأبعاد للذّرّات، من حيث مشاركة الإلكترونات.
4. حدّد شكلاً هندسياً للجزيء من خلال مواقع الذّرّات.

ينطبق مبدأ نظريّة التّنافر بين أزواج إلكترونات التّكافؤ VSEPR على بعض الجُزيئات الّتي لا تتبع قاعدة الثّمانية؛ ومثالها جزيء سداسي فلوريد الكبريت المبيّن في الشّكل 2-33. إذ تترابط ذرّة الكبريت المركزيّة مع ست ذرّات فلور مشكّلة ست روابط تساهميّة لتكوّن جزيئًا ذا شكل هندسيّ ثمانيّ الأوجه بزوايا 90°.

الشّكل 2-33 التّركيب البنائيّ لجزيء SF_6 ذو الشّكل الهندسيّ ثمانيّ الأوجه وزوايا 90° بين الرّوابط S–F.

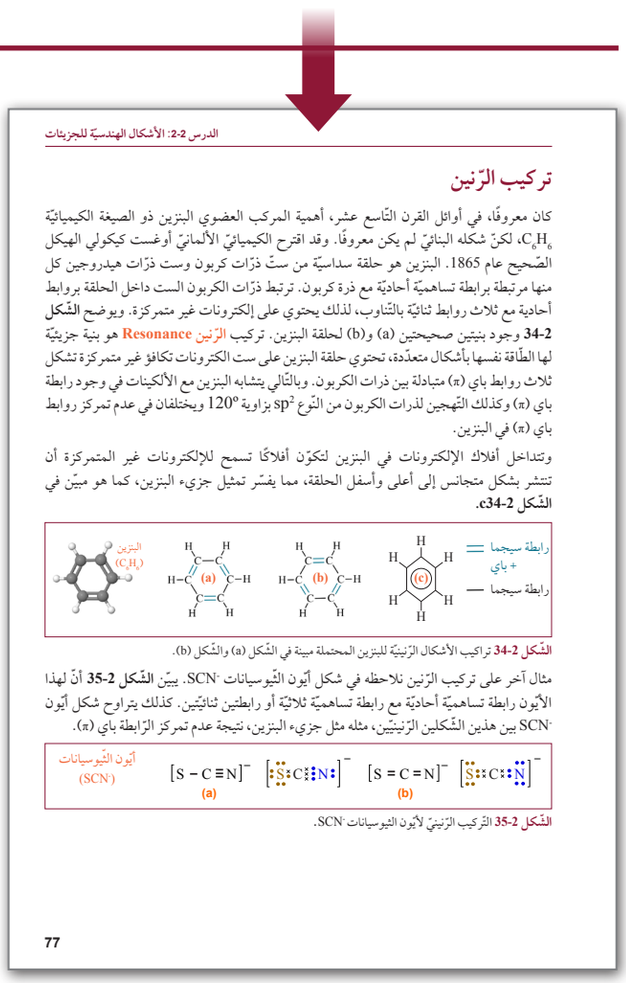
76

تركيب الرنين

اكتب على السبّورة الصيغة الكيميائية للمُركَّب العضوي البنزين C_6H_6، ثم ادعُ الطلاب إلى توقُّع صيغته البنائية. هو مركَّب حلقي مكوَّن من ست ذرّات كربون وإلكترونات غير متمركزة. استخدم الشكل 2-34 لتبيّن أن التركيب البنائي للبنزين يسمح للإلكترونات غير المتمركزة بالانتشار خلال أفلاك p على امتداد كامل الحلقة. وضِّح أن أفلاك الإلكترونات في البنزين تتداخل، لتكوِّن أفلاكًا موحَّدة تسمح للإلكترونات غير المتمركزة أن تنتشر بشكل متجانس على امتداد كامل الحلقة. لذلك يمكن أن ترسم الصيغة البنائية للبنزين كما هو موضح في الشكل (c34-2). وضّح أن الشكلين هما نموذج لتركيب الرنين الموجود في بعض الجُزيئات، وجميعها تراكيب صحيحة للصيغة الكيميائية نفسها.

ارسم تمثيلات لويس النقطية لأيون الثيوسيانات، وبيّن النموذجين المُكوِّنين له. كلّف الطلاب بناء كلا النموذجين، وذكّرهم بأنه أيون يحمل الشحنة (1-)، وأن بإمكانهم استخدام «رابطة» إضافية لتمثيل الإلكترونات الإضافية الموجودة على ذرّة الكبريت.

يحتوي أحد التركيبين على رابطة أحادية ورابطة ثلاثية. أما التركيب الآخر فيحتوي على رابطتين ثنائيتين. يُسمَّى هذا تركيب الرنين، ويراوح الجُزيء الفعلي بين هذين النموذجين، ويجري تبادله بينهما.



الدرس 2-2: الأشكال الهندسيّة للجزيئات

تركيب الرّنين

كان معروفًا، في أوائل القرن التّاسع عشر، أهمية المركب العضوي البنزين ذو الصيغة الكيميائيّة C_6H_6، لكنّ شكله البنائيّ لم يكن معروفًا. وقد اقترح الكيميائيّ الألمانيّ أوغست كيكولي الهيكل الصّحيح عام 1865. البنزين هو حلقة سداسيّة من ستّ ذرّات كربون وست ذرّات هيدروجين كل منها مرتبطة برابطة تساهميّة أحاديّة مع ذرة كربون. ترتبط ذرّات الكربون الست داخل الحلقة بروابط أحادية مع ثلاث روابط ثنائيّة بالتّناوب، لذلك يحتوي على إلكترونات غير متمركزة. ويوضح الشّكل 2-34 وجود بنيتين صحيحتين (a) و(b) لحلقة البنزين. تركيب الرّنين Resonance هو بنية جزيئيّة لها الطّاقة نفسها بأشكال متعدّدة، تحتوي حلقة البنزين على ست الكترونات تكافؤ غير متمركزة تشكل ثلاث روابط باي (π) متبادلة بين ذرات الكربون. وبالتّالي يتشابه البنزين مع الألكينات في وجود رابطة باي (π) وكذلك التّهجين لذرات الكربون من النّوع sp^2 بزاوية 120^o ويختلفان في عدم تمركز روابط باي (π) في البنزين.

وتتداخل أفلاك الإلكترونات في البنزين لتكوّن أفلاكًا تسمح للإلكترونات غير المتمركزة أن تنتشر بشكل متجانس إلى أعلى وأسفل الحلقة، مما يفسّر تمثيل جزيء البنزين، كما هو مبيّن في الشّكل c34-2.

الشّكل 2-34 تراكيب الأشكال الرّنينيّة للبنزين المحتملة مبينة في الشّكل (a) والشّكل (b).

مثال آخر على تركيب الرّنين نلاحظه في شكل أيّون الثّيوسيانات SCN^-. يبيّن الشّكل 2-35 أنّ لهذا الأيون رابطة تساهميّة أحاديّة مع رابطة تساهميّة ثلاثيّة أو رابطتين ثنائيّتين. كذلك يتراوح شكل أيون SCN^- بين هذين الشّكلين الرّنينيّين، مثله مثل جزيء البنزين، نتيجة عدم تمركز الرّابطة باي (π).

الشّكل 2-35 التّركيب الرّنينيّ لأيون الثيوسيانات SCN^-.

77

أمثلة وتدريبات

حُلّ الأمثلة المدرجة في الصفحة 78، لمعرفة التركيب الجزيئي للجزيئات BeH_2، H_2O، $A\ell C\ell_3$ ويمكنك تكليف الطلاب بناء نماذج لتلك الجُزيئات.

سل الطلاب: لماذا يكون شكل مركّب كلوريد الألومنيوم مثلّثًا مسطّحًا، وليس مثلّثًا هرميًّا، كشكل جُزيء الأمونيا ؟

ناقش مع الطلاب أن الذرّة المركزية في جزيء $A\ell C\ell_3$ ليس لديها زوج من الإلكترونات الحرّة مثل ذلك الموجود في الذرة المركزية N في جُزيء الأمونيا .

راجع مع الطلاب أشكال الجُزيئات الرئيسة الخمسة، واطلب إليهم بناء نموذج، كمثال على كل منها، ورسم تمثيل لويس النقطي لكل منها.

ما شكل جُزيء رباعي كلوريد السيليكون، $SiCl_4$؟

يجب على الطلاب بناء نموذج له، ومعرفة أن شكله هرم رباعي الأوجه.

الوحدة 2: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة — الدرس 2-2: الأشكال الهندسيّة للجزيئات

مثال 5

صف جزيء الماء H_2O من خلال نظرية VSEPR محدّدًا نوع التّهجين لذرّة الأكسجين.

الحلّ: الذّرة المركزيّة في جُزيء الماء هي الأكسجين. إلكترونات تكافؤ 6: 2 في فلك (s) و 4 في افلاك (p). اكتب تمثيل لويس لجزيء الماء:

لذرّة الأكسجين 4 مناطق كثافة إلكترونيّة (زوجان من الالكترونات المرتبطة وزوجان من الإلكترونات الحرّة) وأفلاكها المهجّنة من نوع sp^3، وبحسب نظرية VSEPR الشكل الهندسيّ منحني بزاوية 104.5°.

مثال 6

توقّع الشّكل الهندسيّ لثلاثيّ كلوريد الألومنيوم $A\ell C\ell_3$ بالاستناد إلى نظريّة VSEPR.

الحلّ: اكتب تمثيل لويس النّقطيّ للإلكترونات للعناصر المكوّنة لهذا الجزيء:

اكتب تركيب لويس للجزيء $AlCl_3$:

الذّرة المركزيّة لديها ثلاث روابط أحاديّة، أي ثلاث مناطق من الكثافة الإلكترونيّة. بحسب نظرية VSEPR الشّكل الهندسيّ، فإن لهذا الجزيء شكلًا مثلّثًا مسطّحًا بزوايا 120°.

مثال 7

توقّع الشّكل الهندسيّ لهيدريد البريليوم BeH_2 بالاستناد إلى نظريّة VSEPR، محدّدًا نوع التّهجين لذرّة البريليوم.

الحلّ: اكتب تمثيل لويس النّقطيّ للإلكترونات للعناصر المكوّنة لهذا الجزيء: H× •Be•

اكتب تمثيل لويس النّقطيّ للجزيء BeH_2

الذّرّة المركزيّة لها منطقتان من الكثافة الإلكترونيّة، وأفلاك البريليوم المهجّنة هي من النوع sp بحسب نظريّة VSEPR الشّكل الهندسيّ هو خطيّ بزاويا 180°.

الدرس 2-2: الأشكال الهندسيّة للجزيئات

التّراكيب والأشكال الهندسيّة للجُزيئات

يبيّن **الجدول 2-3** لمحة عامّة عن بعض التراكيب والأشكال الهندسية الجزيئيّة الأساسية، إضافة إلى تمثيلات لويس النّقطيّة. ويحدّد الجدول أيضًا نوع التّهجين الّذي يحدث بناء على عدد مناطق الكثافة الإلكترونية. لاحظ أن هناك أشكالاً هندسية أخرى ترتبط فيها الذرة المركزية بخمس أو ست أو ثمان روابط.

الجدول 2-3 التراكيب والأشكال الهندسيّة للجزيئات.

مثال	تمثيلات لويس	مناطق الكثافة الإلكترونيّة	الذّرّة المركزيّة: أزواج مرتبطة	الذّرّة المركزيّة: أزواج غير مرتبطة	نوع التّهجين المحتمل	الشّكل الهندسي	قيمة الزّاوية	التّركيب
C_2H_2	H:C⋮⋮C:H	2	4	0	sp	خطّيّ	180°	
CO_2	Ö::C::Ö							
BF_3	:F:B:F: (F فوق)	3	3	0	sp^2	مثلّث مسطّح	120°	
H_2O	H:Ö:H	4	2	2	sp^3	منحنٍ	104.5°	
NH_3	H:N:H (H تحت)	4	3	1	sp^3	هرمي ثلاثي	107°	
CH_4	H:C:H (H تحت)	4	4	0	sp^3	رباعيّ أوجه منتظم	109.5°	

مثال 8

توقّع التّركيب الجزيئيّ للمركّب رابع كلوريد السّيليكون $SiC\ell_4$

الحلّ: نرسم التّمثيل النّقطيّ للعناصر المكوّنة لهذا الجزيء: ·Si× :Cl·

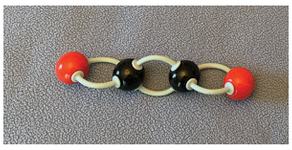
اكتب تمثيل لويس النّقطيّ للجزيء $SiCl_4$.

هناك أربع مناطق كثافة الكترونية عبارة عن أربعة ازواج الكترونية مرتبطة. هذا يعني أنّ الشّكل الهندسيّ لجزيء $SiC\ell_4$ هو رباعيّ أوجه منتظم.

قطبيّة الجزيئات

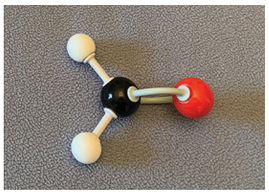
يشكّل مفهوم ثنائي القطب أفضل طريقة لاستيعاب الحدود التّقديريّة بين الرّوابط التّساهميّة والأيّونيّة، ويبيّن لماذا يؤدّي التماثل إلى جُزيء غير قطبي. هناك حاجة أيضًا إلى ثنائيات الأقطاب، لفهم قوى لندن التشتّتية والرابطة الهيدروجينيّة.

- ينتج ثنائي القطب من مقدار توزيع الشحنة الجزئية (δ) والمسافة الفاصلة للشّحنة.
- تزداد قوة ثنائيّ القطب مع ازدياد قيمة كل شحنة ونقص المسافة بين الجسيمين المكونين لكل ثنائي قطب.(أو لثنائيي القطب).
- يمكن لثنائيي القطب اللذين لهما اتجاهان متعاكسان، والمتساويين في القوّة، إلغاء أحدهما الآخر، فتكون محصّلة القوى في الجُزيء كلّه صفرًا، كما هي حال ثاني أكسيد الكربون CO_2.

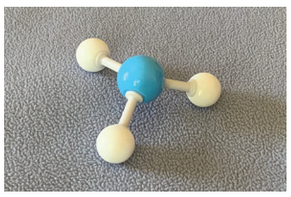


الأشكال الخطية:
الإيثلين دايون (C_2O_2).

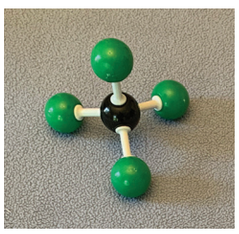
الأشكال المنحنية:
الماء (H_2O)، والنيتروكسيل (HNO)



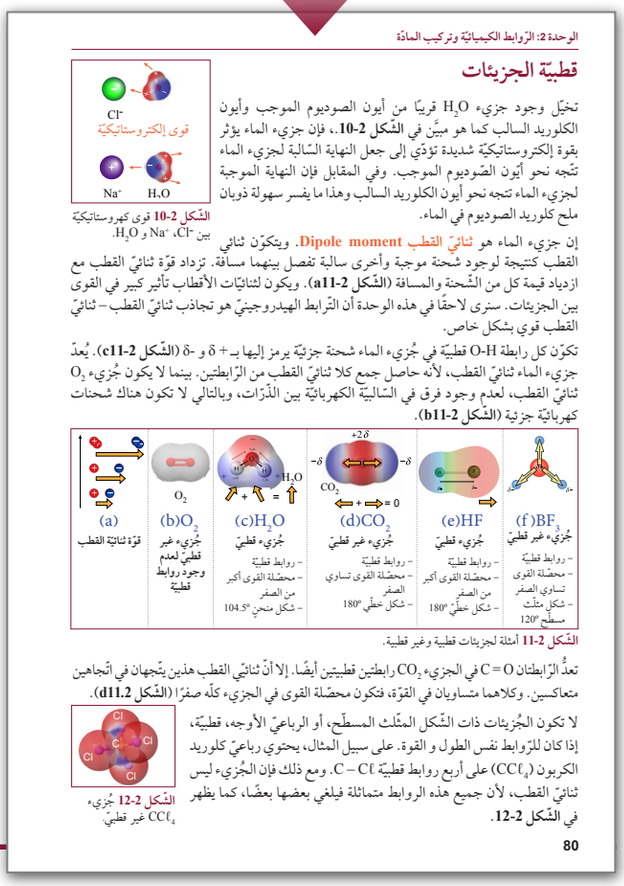
الأشكال المثلّثة المُسطّحة:
الفورمالدهيد (CH_2O).



الأشكال المثلّثة الهرمية:
الأمونيا (NH_3).



الأشكال الهرمية الرباعية الأوجه:
رباعي كلوريد الكربون (CCl_4).



الوحدة 2: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

قطبيّة الجزيئات

تخيّل وجود جزيء H_2O قريبًا من أيون الصوديوم الموجب وأيون الكلوريد السالب كما هو مبيّن في **الشّكل 2-10**.، فإن جزيء الماء يؤثر بقوة إلكتروستاتيكيّة شديدة تؤدّي إلى جعل النهاية السّالبة لجزيء الماء تتّجه نحو أيّون الصّوديوم الموجب. وفي المقابل فإن النهاية الموجبة لجزيء الماء تتجه نحو أيون الكلوريد السالب وهذا ما يفسر سهولة ذوبان ملح كلوريد الصوديوم في الماء.

الشّكل 2-10 قوى كهروستاتيكيّة بين Cl^-، Na^+ و H_2O.

إن جزيء الماء هو ثنائيّ القطب **Dipole moment**. ويتكوّن ثنائي القطب كنتيجة لوجود شحنة موجبة وأخرى سالبة تفصل بينهما مسافة. تزداد قوّة ثنائيّ القطب مع ازدياد قيمة كل من الشّحنة والمسافة (**الشّكل 2-11a**). ويكون لثنائيّات الأقطاب تأثير كبير في القوى بين الجزيئات. سنرى لاحقًا في هذه الوحدة أن التّرابط الهيدروجينيّ هو تجاذب ثنائيّ القطب – ثنائيّ القطب قوي بشكل خاص.

تكوّن كل رابطة O-H قطبيّة في جُزيء الماء شحنة جزئيّة يرمز إليها بـ $+\delta$ و $-\delta$ (**الشّكل 2-11c**). يُعدّ جزيء الماء ثنائيّ القطب، لأنّه حاصل جمع كلا ثنائيّ القطب من الرّابطتين. بينما لا يكون جُزيء O_2 ثنائيّ القطب، لعدم وجود فرق في السّالبيّة الكهربائيّة بين الذّرّات، وبالتالي لا تكون هناك شحنات كهربائيّة جزئية (**الشّكل 2-11b**).

الشّكل 2-11 أمثلة لجزيئات قطبية وغير قطبية.

تعدُّ الرّابطتان C = O في الجزيء CO_2 رابطتين قطبيتين أيضًا. إلا أنّ ثنائيّ القطب هذين يتّجهان في اتّجاهين متعاكسين. وكلاهما متساويان في القوّة، فتكون محصّلة القوى في الجزيء كلّه صفرًا (**الشّكل 2-11d**).

لا تكون الجُزيئات ذات الشّكل المثّلث المسطّح، أو الرباعيّ الأوجه، قطبيّة، إذا كان للرّوابط نفس الطول و القوة. على سبيل المثال، يحتوي رباعيّ كلوريد الكربون (CCl_4) على أربع روابط قطبيّة C – Cl. ومع ذلك فإن الجُزيء ليس ثنائيّ القطب، لأن جميع هذه الروابط متماثلة فيلغي بعضها بعضًا، كما يظهر في **الشّكل 2-12**.

الشّكل 2-12 جُزيء CCl_4 غير قطبيّ

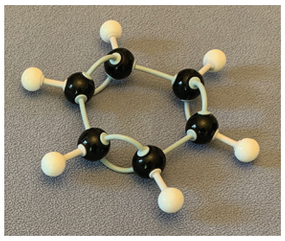
80

نشاط 2-2 الأشكال الهندسية للجُزيئات

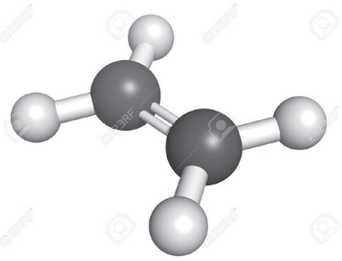
الإجابات/
عيّنة بيانات

الجزء 1: بناء الجُزيئات الشائعة

يمكن القيام بهذا النشاط في بداية الدرس، أو نهايته. سيبني الطلاب نموذجًا لحلقة البنزين، ولجزيء الإيثيلين. وسيكون هذا بمثابة تحدٍّ لهم.



نموذج لجُزيء البنزين



نموذج لجُزيء الإيثيلين

الأسئلة

a. هل جُزيء البنزين قطبي؟

لا، لأن الجزيء متماثل، وجميع روابط C-H تساهمية غير قطبية.

b. هل جُزيء الإيثيلين قطبي أم لا؟ حدِّد الشكل الهندسي لهذا الجزيء، مبيّنًا قيمة زاوية الرابطة، ونوع التهجين.

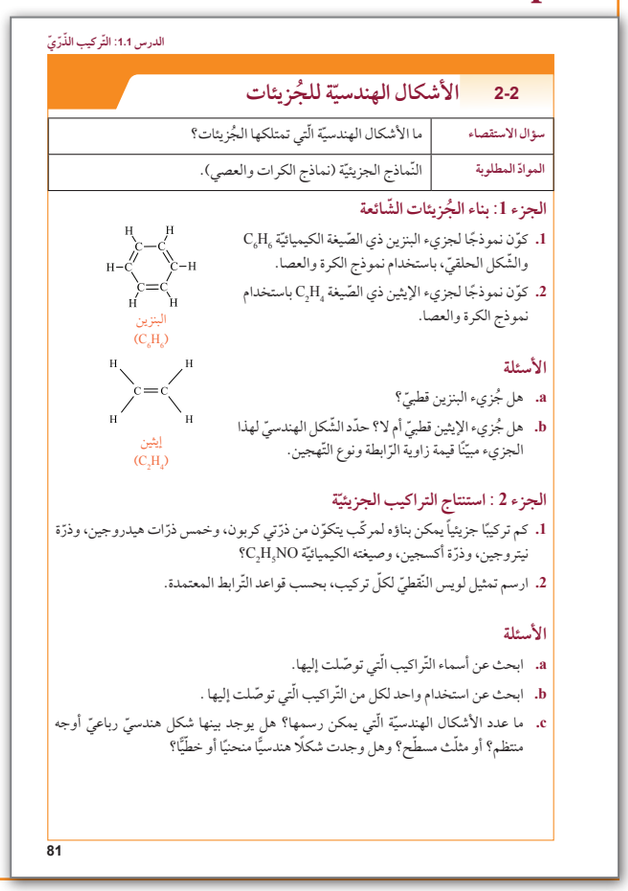
غير قطبي، وشكله الهندسي مثلث مسطّح، وقيمة زاوية الرابطة تساوي 120°، ونوع التهجين sp^2.

الجزء 2: استنتاج التراكيب الجُزيئية

1. كم تركيبًا جزيئياً يمكن بناؤه لمركّب يتكوّن من ذرّتي كربون، وخمس ذرّات هيدروجين، وذرّة نيتروجين، وذرّة أكسجين؛ وصيغته الكيميائيّة C_2H_5NO؟

2. ارسم تمثيل لويس النّقطيّ لكلّ تركيب، بحسب قواعد التّرابط المعتمدة.

نقترح إعطاء الطلاب مهمة تتضمَّن ثلاثة تراكيب، مع ملاحظة وجود العديد من التراكيب المحتملة. ذلك أن هناك ستة تراكيب موضّحة في الصفحة التالية.



الدرس 1.1: التّركيب الذّرّيّ

2-2 الأشكال الهندسيّة للجُزيئات

سؤال الاستقصاء	ما الأشكال الهندسيّة الّتي تمتلكها الجُزيئات؟
المواد المطلوبة	النّماذج الجزيئيّة (نماذج الكرات والعصي).

الجزء 1: بناء الجُزيئات الشّائعة

1. كوّن نموذجًا لجزيء البنزين ذي الصّيغة الكيميائيّة C_6H_6 والشّكل الحلقيّ، باستخدام نموذج الكرة والعصا.
2. كوّن نموذجًا لجزيء الإيثين ذي الصّيغة C_2H_4 باستخدام نموذج الكرة والعصا.

البنزين (C_6H_6)

إيثين (C_2H_4)

الأسئلة

a. هل جُزيء البنزين قطبيّ؟
b. هل جُزيء الإيثين قطبيّ أم لا؟ حدّد الشّكل الهندسيّ لهذا الجزيء مبيّنًا قيمة زاوية الرّابطة ونوع التّهجين.

الجزء 2 : استنتاج التراكيب الجزيئيّة

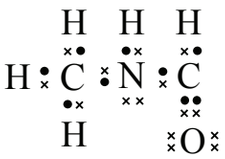
1. كم تركيبًا جزيئياً يمكن بناؤه لمركّب يتكوّن من ذرّتي كربون، وخمس ذرّات هيدروجين، وذرّة نيتروجين، وذرّة أكسجين، وصيغته الكيميائيّة C_2H_5NO؟
2. ارسم تمثيل لويس النّقطيّ لكلّ تركيب، بحسب قواعد التّرابط المعتمدة.

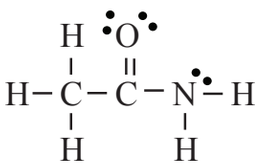
الأسئلة

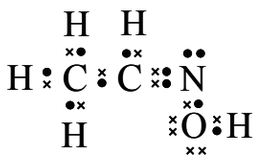
a. ابحث عن أسماء التّراكيب الّتي توصّلت إليها.
b. ابحث عن استخدام واحد لكل من التّراكيب الّتي توصّلت إليها .
c. ما عدد الأشكال الهندسيّة الّتي يمكن رسمها؟ هل يوجد بينها شكل هندسيّ رباعيّ أوجه منتظم؟ أو مثلّث مسطّح؟ وهل وجدت شكلًا هندسيًّا منحنيًا أو خطيًّا؟

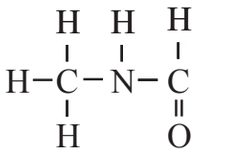
81

نشاط 2-2 الأشكال الهندسية للجُزيئات - تابع

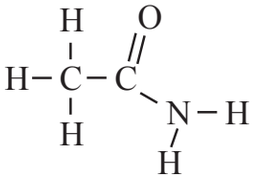




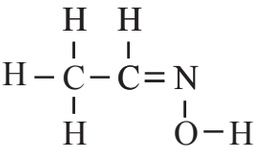




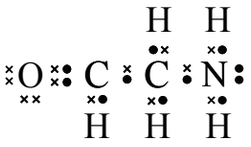
ميثيل فورم أميد



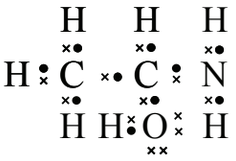
أسيتاميد



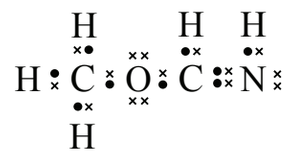
أسيتالدهيد أوكسيم



أمينو الأسيتالدهيد



1- أمينو الإيثانول



ميثيل الأميدوفورمات

الأسئلة

a. ابحث في أسماء التراكيب التي توصَّلت إليها.

أسماء المُركّبات الستة مبيّنة أعلاه.

b. ابحث في تطبيق واحد على الأقل لاستخدام كلّ من التراكيب التي توصّلت إليها.

الأسيتاميد موجود في جذور الشمندر. والأسيتاميد (أو حمض الأسيتيك أميد، أو إيثانواميد)، ينتج بواسطة تجفيف أسيتات الأمونيوم. ويستخدم في صناعة بعض البوليمرات مثال بولي فينيل الأسيتاميد كما يستخدم أيضًا كمذيب صناعي. أما المركب ١ - أمينو الإيثانول فيستخدم في صناعة بعض المنظفات والمستحلبات والملمعات وفي صناعة الأدوية.يمكن للطلاب استخدام الشبكة العنكبوتية للبحث في استخدامات التراكيب الأخرى.

c. ما عدد الأشكال الهندسيّة التي يمكن رسمها؟ هل يوجد بينها شكل هندسيّ رباعيّ الأوجه منتظم؟ أو مثلّث مسطّح؟ وهل وجدت شكلًا هندسيًّا منحنيًا أو خطّيًّا؟

ثمة أشكال كثيرة موجودة في مكان ما في هذه الجُزيئات. فمجموعة CH_3 تمثّل هرمًا رباعي الأوجه منتظمًا، والرابطة الثنائية الموجودة في ميثيل فورم الأميد تمثّل شكلًا مثلّثًا مسطّحًا، والرابطة O-H تمثّل شكلًا منحنيًا، ومجموعة CNH_2 تمثّل شكل مثلث هرمي. والشكل الوحيد غير الموجود في الجُزيئات الستة المبيّنة أعلاه، هو الشكل الخطّي.

تقويم الدّرس 2-2

الإجابات

1. يُستخدَم حمض سيانيد الهيدروجين HCN غالبًا لأغراض مكافحة الحشرات الزراعية.
   a. ارسم تمثيل لويس النقطيّ لهذا الجُزيء.
   b. ما عدد مناطق الكثافة الإلكترونيّة لهذا الجُزيء؟
   c. صف الشكل المتوقّع للجُزيء.

   a. H :C ⁝ N:

   b. **هناك منطقتان من الكثافة الإلكترونية حول ذرّة النيتروجين المركزية.**

   c. **شكل الجُزيء خطّي بزاوية 180°.**

2. يحتوي جُزيء على أربع مناطق كثافة إلكترونيّة: اثنان منها تمثيل روابط كيميائيّة. أيّ من الأشكال الهندسيّة الآتية صحيح لهذا الجزيء؟

   b. **منحنٍ**

3. ارسم تركيب لويس لمركب ثاني أكسيد الكربون للإجابة عن الأسئلة الآتية:
   a. حدد عدد روابط سيجما و باي.
   b. ما نوع التهجين الذي ينطبق على ذرّة الكربون المركزيّة؟

   a. **هناك رابطتان ثنائيتان في CO_2، لذا تحتوي كل واحدة منها على رابطة سيجما واحدة وتوجد رابطة باي واحدة في كل رابطة من الرابطتين C=O.**

   b. **تهجين ذرّة الكربون المركزية هو sp. شكله خطّي بزاوية 180°**

4. أعط مثالًا واحدًا على كيفيّة اختلاف الأفلاك الجُزيئيّة عن الأفلاك الذّريّة.

الأفلاك الذرية هي الأفلاك التي تشغلها إلكترونات التكافؤ في الذرة الغير مرتبطة مثل أفلاك s و p. أما الأفلاك الجزيئية فتمثل المجالات التي تشغلها إلكترونات تكافؤ ذرتين والتي تشارك في الرابطة الكيميائية، وتختلف عن الأفلاك الذرية بالشكل و الطاقة.

5. صف كيفية تداخل الأفلاك الذرية عند تكوين الرابطة التساهمية الأحادية والرابطة التساهمية الثنائية.

عند تكوين الرابطة التساهمية الأحادية يحدث تداخل بالرأس بين أفلاك مهجنة من النوع sp3 وعند تكوين الرابطة التساهمية الثنائية تتكون رابطة سيجما نتيجة تداخل بالرأس بين فلكين مهجنين sp2 ورابطة باي نتيجة تداخل جانبي بين فلكي p غير مهجنين.

تقويم الدّرس 2-2 — الإجابات

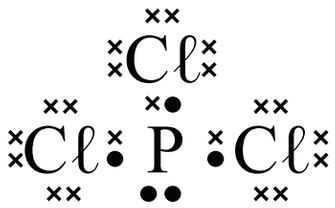
6. صف الشّكل الهندسيّ لجُزيء يتكوّن من ذرّة مركزيّة، وثلاث ذرّات جانبيّة مرتبطة مع الذّرّة المركزيّة. لهذا الجزيء ثلاث روابط من نوع سيجما، ورابطة واحدة من نوع باي.

سيكون شكله مثلّثًا مسطّحًا.

7. صف بأسلوبك الخاصّ مصطلح «التراكيب الرنينيّة». أعطِ مثالًا كيميائيًّا واحدًا على الأقلّ.

التركيب الرنيني هو تمثيل لويس نقطي صحيح، أو صيغة تركيبية يمكن رسمها بتمثيلات مختلفة للرابطة الثنائية، حيث يبقى الجُزيء هو نفسه، ولا يتغيّر. وأفضل مثال على ذلك هو حلقة البنزين. فهنالك اتجاهان محتملان للروابط الأحادية والثنائية المتعاقبة.

8. ارسم تمثيل لويس النّقطيّ، وتوقّع شكل الجُزيء للمركّب ثلاثيّ كلوريد الفوسفور، $PC\ell_3$. هل هذا الجزيء قطبيّ أم غير قطبيّ؟ فسّر إجابتك.



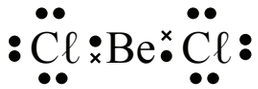
يمتلك الفوسفور سالبية كهربائية تساوي (2.19)، في حين يمتلك الكلور سالبية كهربائية تساوي (3.16)، والفرق بينها يساوي (0.97). لذا فإن الرابطة P-Cℓ رابطة تساهمية قطبية. والجُزيء يمتلك ثلاث روابط وزوج إلكترونات حرّة منفردة، لذا سيكون شكل هذا الجزيء مثلثيًّا هرميًّا. كما أن ذرّة الفوسفور موجبة أكثر، وذرّات الكلور سالبة أكثر في جميع الاتجاهات القطبية من P باتجاه Cℓ. لذلك يعد $PC\ell_3$ جُزيئًا قطبيًا، لأن الجزيء غير متماثل الشكل.

تقويم الدّرس 2-2

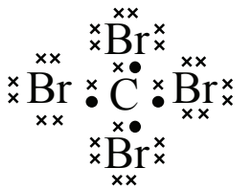
الإجابات

9. استخدم نظريّة VSEPR لتحدّد أشكال الجُزيئات الآتية:

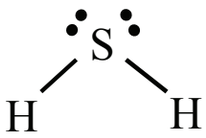
a. $BeCl_2$ - خطّي. الذّرّة المركزيّة لها منطقتان من الكثافة الإلكترونيّة، وأفلاك البريليوم المهجّنة هي من النوع **sp**. الشّكل الهندسيّ هو خطيّ بزوايا **180°**.



b. CBr_4 - هرمي رباعي الأوجه. بحسب النظرية، ستُحدث الكثافة الإلكترونية وأزواج الإلكترونات الأربعة التي حول كل **C** تنافرًا بين الإلكترونات فتتباعد بزوايا **109.5°**



c. H_2S - منحنٍ لذرّة الكبريت ٤ مناطق كثافة إلكترونيّة (زوجان من الالكترونات المرتبطة وزوجان من الإلكترونات الحرّة) وأفلاكها المهجّنة من نوع **sp3** ، والشكل الهندسيّ منحني.



10. ارسم تمثيل لويس النّقطيّ للجُزيء $CH_2C\ell_2$، ثم حدِّد نوع التّهجين لذرّة الكربون. استنتج الشّكل الهندسيّ لهذا الجُزيء.

تهجينه **sp^3**، وشكله هرمي رباعي الأوجه.

إعادة تدريس

غالبًا ما يواجه الطلاب صعوبة في التصوّر التجريدي للأفلاك الجُزيئية والأفلاك الذرّية.

- كلِّف الطلاب بناء نماذج من الصلصال للأفلاك المهجّنة من نوع sp^3 و sp^2 و sp.
- يمكنهم تعليق النماذج بعضها ببعض لإظهار الروابط.
- للصلصال الحرفي ألوان متعدّدة يمكن مطابقتها مع ألوان CPK، حيث يكون الأكسجين باللون الأحمر، والكربون باللون الرمادي الغامق أو الأسود، والهيدروجين باللون الأبيض، والنيتروجين باللون الأزرق، إلخ...

إثراء

1. يمكن للطلاب الذين تتوفر لديهم الطابعات الثلاثية الأبعاد والبرامج المخصّصة لها، إعداد نماذج ثلاثية الأبعاد لجُزيء ذي روابط مهجنة.
2. هناك أداة ممتازة لبناء النماذج الثلاثية الأبعاد تسمّى «Blender». وقد جرى استخدامها لإعداد الرسومات الثلاثية الأبعاد المبيّنة في هذا الكتاب. كذلك يُنتِج هذا البرنامج ملفّات يمكن طباعتها 3D.
3. كلِّف الطلاب كتابة فقرة عن كيفية تسبّب النموذج الجزيئي الثابت في إنشاء مفهوم خاطئ فحواه أن الذرّات ثابتة، في حين أنها ليست كذلك. يكون الجُزيء مرنًا ويهتز بكل طريقة ممكنة.
4. ادع الطلاب إلى البحث عن مثال واحد على الأقل، حيث تسمح مجموعة النماذج الجزيئية التي يستخدمونها بتركيب بنية واحدة فقط غير صحيحة. على سبيل المثال، قد تسمح مجموعة النماذج بتركيب الشكل المثلث الهرمي فقط بينما يجب أن يكون شكل الجزيء الفعلي مثلثًا مسطّحًا.

الدرس 2-3
القوى الجُزيئيّة البينيّة

مصادر تعلّم الدّرس

الموضوع/الوقت	المحتوى	موارد كتاب الطالب	موارد دليل المعلم
القوى الجُزيّئية البينيّة 2 حصة	يعرِّف القوى الجُزيئيّة البينيّة ويذكر أنواعها	الصفحات 83-86	الصفحات 126-129
تطبيقات القوى الجُزيئيّة البينيّة 2 حصة	يشرح كيفية تكوّن القوى الجزيئية البينية المختلفة وتأثيرها في خصائص المادة	الصفحات 87-93	الصفحات 130-135
خصائص المادة 1 حصة	خصائص المواد الصّلبة الأيّونيّة والفلزيّة والجُزيئات العملاقة	الصفحات 94-98	الصفحات 136-139

الزّمن المقترح للدّرس

يستغرق تنفيذ هذا الدّرس خمس حصص.

الأنشطة	مواد من أجل النّشاط
ليس ثمة أنشطة، لأن الموضوع نظريّ في الغالب وعبارة عن عرض فقط.	–

مخرجات التعلّم

C1102.1 يصف القوى بين الجزيئات/ قوى جذب فان در فال، مثل قوى التّجاذب الكهربائيّ نتيجة الاستقطاب اللّحظيّ في الجزيء، ممّا يؤدّي إلى قطبيّة لحظيّة في جزيء آخر نتيجة تقاربهما (استقطاب مستحثّ). ويشرح تأثيرها في خصائص الموادّ الفيزيائية (مثل $CHC\ell_{3(\ell)}$، و$Br_{2(\ell)}$، والغازات النّبيلة المسالة).

C1102.2 يصف الرّابطة الهيدروجينيّة كقوى جذب كهربائيّة، باستخدام الأمونيا والماء كأمثلة على جُزيئات تحتوي على المجموعة N-H، والمجموعة O-H.

C1102.3 يحدّد أهمّيّة الرّابطة الهيدروجينيّة بالنّسبة إلى الخصائص الفيزيائيّة للموادّ، وخاصّة الجليد والماء، والحمض النّوويّ(DNA).

C1102.4 يصف، بمصطلحات بسيطة، الاختلافات بين التراكيب الشبكيّة في الموادّ الصّلبة البلّوريّة، مثل موادّ أيونيّة كما في كلوريد الصوديوم، أو جُزيئيّة بسيطة كما في اليود، أو ذات جزيئات ضخمة أو عملاقة كما في الجرافيت، والألماس، أو أكسيد السيليكون (IV)، أو في الرابطة الهيدروجينيّة كما في الجليد، ورابطة فلزيّة كما في النحاس.

C1102.5 يصف المقصود بالتآصل، على سبيل المثال الفلورين والجرافيت كمتآصلات للكربون، ويربط التركيب الجزيئيّ بالخصائص الفيزيائيّة.

المعرفة السابقة

يفترض أن يكون الطلاب على دراية بالموضوعات الآتية:

- خصائص الروابط الأيونية، والفلزّية، والتساهمية.
- السالبية الكهربائية، والرابطة القطبية، وقطبية الجُزيء.
- القوى الثنائية القطب وتوليدها لقوى تجاذب مع ثنائيات أقطاب أخرى.
- درجة الانصهار ودرجة الغليان وحالات المادة.
- تركيب الحمض النووي DNA الوارد في علم الأحياء.

المفردات

القوى الجُزيئيّة البينيّة	Intermolecular forces
القوى الجُزيئيّة الداخليّة	Intramolecular forces
الرّابطة الهيدروجينيّة	Hydrogen bonding
قوى لندن التّشتّتيّة	London dispersion forces
قوى فان در فال	Van der Waals forces
قوى ثنائيّة القطب	Dipole force
قوى ثنائيّة القطب–ثنائيّة القطب	Dipole-dipole force
التّساهميّة الشبكيّة	covalent network
قابليّة السحب	Ductile
هشّ	Brittle
التآصل	Allotropy

افتتاحية الدّرس: القوى الجزيئيّة البينيّة

أحضر بعضًا من مكعّبات الثلج، وكوبًا من الماء، وحجرًا أو جسمًا فلزيًّا (عملة قطرية معدنية)، وضعْها على الطاولة أمام الجميع، للقيام بعرض مشوق. أسقط الجسم الصلب(الفلزّي) في كوب الماء، ولاحظ كيف يغوص.

كيف يمكنك أن تضع الجسم الصلب على الماء من دون أن يغرق؟ **تأكّد من أن الماء قد تجمّد كليًّا، ثم ضع الجسم على الجليد، ولاحظ أنه لا يغوص في الجليد.استخدم الجدول 2-4 لمناقشة الفرق في الخصائص الكيميائية بين الماء في حالاته الثلاث السائلة والغازية والصلبة.**

يتمحور هذا الدرس حول ما يجعل الماء صُلبًا وحول سبب حفاظ السائل على حجمه. نسمّي قوى الجذب الموجودة بين الجُزيئات بالقوى الجُزيئية البينية. سل الطلاب: هل لدى أي منكم فكرة عن نوع من القوى التي تجذب الجُزيئات معًا؟ **يجب أن يتمحور بعض النقاش حول القوى الإلكتروستاتيكية. تتجاذب الذّرات من خلال القوى الإلكتروستاتيكية. ذكّر الطلاب بأن الروابط الكيميائية تُسمّى القوى الجزيئية الداخلية Intramolecular Forces، لأنها تؤثر في الخصائص الفيزيائية للمادة.**

تُعرف حالة المادة بأنها توازن بين اثنين من المؤثرات المتعارضة. تميل الحركة العشوائية للذّرات الناجمة عن درجة الحرارة إلى المباعدة بين الذّرات. في حين تعمل القوى الجُزيئية البينية على تجاذب الجُزيئات. لذا، تعتمد درجة حرارة انصهار المادة أو درجة غليانها على القوى النسبية للقوى الجُزيئية البينية مقارنة بطاقة الحركة الحرارية.

الدّرس 2-3
القوى الجزيئيّة البينيّة

إنّ الخاصّيّة الأكثر وضوحًا للمادّة هي حالات المادة الثلاث، سواء الصّلبة، أو السّائلة، أو الغازيّة. وعمليًّا، يمكن أن تتواجد أي مادة في الحالات الثّلاث، ولكن ينبغي أن نأخذ في الحسبان أنّ درجة الحرارة الّتي تحوّل المادّة من حالة إلى أخرى، تعتمد على شدّة القوى الجزيئيّة البينيّة الّتي تربط الجزيئات أو الأيونات معًا.

المفردات

القوى الجُزيئيّة البينيّة	Intermolecular forces
القوى الجُزيئيّة الداخليّة	Intramolecular forces
الرّابطة الهيدروجينيّة	Hydrogen bonding
قوى لندن التّشتّتيّة	London dispersion forces
قوى فان در فال	Van der Waals forces
ثنائي القطب	Dipole
قوى ثنائيّة القطب-ثنائيّة القطب	Dipole-dipole force
النّاهميّة الشّبكيّة	Covalent network
قابليّة السّحب	Ductile
هشّ	Brittle
التآصل	Allotropy

مخرجات التّعلّم

C1102.1 يصف القوى بين الجزيئات/ قوى جذب فان در فال، مثل قوى التّجاذب الكهربائيّ نتيجة الاستقطاب اللّحظيّ في الجزيء، ممّا يؤدّي إلى قطبيّة لحظيّة في جزيء آخر نتيجة تقاربهما (استقطاب مستحثّ). ويشرح تأثيرها في خصائص المواد الفيزيائيّة (مثل $CHCl_3(l)$، و$Br_2(l)$، والغازات النّبيلة المسالة).

C1102.2 يصف الرّابطة الهيدروجينيّة كقوى جذب كهربائيّة، باستخدام الأمونيا والماء كأمثلة على جزيئات تحتوي على المجموعة N-H، والمجموعة O-H.

C1102.3 يحدّد أهمّيّة الرّابطة الهيدروجينيّة بالنّسبة إلى الخصائص الفيزيائيّة للمواد، وخاصّة الجليد والماء، والحمض النّوويّ (DNA).

C1102.4 يصف، بمصطلحات بسيطة، الاختلافات بين التّراكيب الشّبكيّة في المواد الصّلبة البلّوريّة، مثل موادّ أيّونيّة كما في كلوريد الصّوديوم، أو جزيئيّة بسيطة كما في اليود، أو ذات جزيئات ضخمة أو عملاقة كما في الجرافيت، والألماس، أو أكسيد السّيليكون (IV)، أو في رابطة هيدروجينيّة كما في الجليد، ورابطة فلزيّة كما في النّحاس.

C1102.5 يصف المقصود بالتآصل، على سبيل المثال الفلورين والجرافيت كمتآصلات للكربون، ويربط التّركيب الجزيئيّ بالخصائص الفيزيائيّة.

القوى الجزيئيّة البينيّة

كيف نفهم حالات المادّة الثّلاث على المستوى الجزيئيّ؟ ما الّذي يجعل جسيمات المادّة متماسكة معًا في الموادّ الصّلبة والسّوائل، بينما لا تكون كذلك في الحالة الغازيّة؟ يوضح الشّكل 2-36 مثالاً على حالات المادّة الثّلاث، حيث يمكن الوقوف على الجليد، والطفو على سطح الماء والطّيران في الهواء. الفرق هنا هو الحالة الّتي توجد فيها المادّة، سواء أكانت صلبة، أم سائلة، أم غازيّة؛ فللمادّة الكيميائيّة نفسها خصائص فيزيائيّة مختلفة عند تحوّلها من حالة إلى أخرى.

سؤال للمناقشة

هل القوى الّتي تجعل الموادّ في حالتها الصّلبة، والسّائلة، والغازيّة هي نفسها الرّوابط الكيميائيّة؟

الشّكل 2-36 يمكنك القيام بأمور مختلفة في حالات الماء الثّلاث.

القوى الجُزيئيّة البينيّة Intermolecular forces هي قوى تجاذب تربط بين الجسيمات معًا في المواد، مثل تلك الّتي بين جزيئات السّوائل، أو بين جزيئات المادّة الغازيّة، أو بين ذرّات الموادّ الصّلبة. فالجُسيمات في المواد الصّلبة والسّائلة عادة ما تكون أقوى ترابطًا. وهذا هو السّبب في أنّ كثافة الماء السّائل والجليد ليست مختلفة كثيرًا مقارنة بكثافتها في المرحلة الغازيّة. انظر **الجدول 2-4**؛ فالجُسيمات في الغاز تكون منتشرة على نطاق واسع، وكثافة الغاز أقلّ بكثير ممّا هي عليه في الموادّ الصّلبة أو السّائلة.

إنّ الانتقال بين حالات المادّة الثّلاث: الصّلبة والسّائلة والغازيّة، يعتمد على الاتّزان ما بين طاقة الحركة الجزيئيّة وشدّة القوى الجزيئيّة البينيّة. يوضح **الجدول 2-4** بأنّه يلزم J 334 من الطّاقة لصهر جرام واحد من الجليد، وتحويله إلى ماء عند درجة حرارة مقدارها 0°C، كما أنّه يلزم J 2260 من الطّاقة الإضافيّة لفصل جُزيئات جرام واحد من الماء وتحويله إلى غاز(بخار الماء) عند درجة حرارة مقدارها 100°C. فطاقة الحالة السّائلة للمادّة أكبر من طاقة الحالة الصّلبة. لكنّها لا تكفي لفصل الجزيئات بشكل كامل. أمّا طاقة حالة المادّة الغازيّة فأكبر بكثير، حيث تحتاج الحالة الغازية إلى طاقة أعلى لكي يجري التّغلّب على القوى الجزيئيّة البينيّة بشكل كامل.

	غازيّة	سائلة	صلبة
الطّاقة النّسبيّة (J/g)	2650 ←	334 ←	0
الكثافة (g/cm^3)	0.00033	1.00	0.92

الجدول 2-4
حالات الماء الثّلاث.

الخصائص الفيزيائية والقوى الجزيئيّة البينيّة

الأفكار الرئيسة:

- غالبًا ما تُحدِّد أنواع القوى الجُزيئية البينية، التي تؤدي إلى تجاذب الجُزيئات، الخصائص الفيزيائية للمواد.
- نقول أحيانًا «جسيمات» لأننا في بعض الأحيان، نعني جُزيئات مثل البارافين في الشمع ونعني في أحيان أخرى الذّرات، كما هي الحال في الفلزّ، ونعني الأيونات، كما هي الحال في كلوريد الصوديوم.

هل يمكن لأي شخص أن يفكّر في الخصائص الفيزيائية التي تعتمد على القوى الجزيئية البينية؟

يدور الحديث حول الانصهار، والغليان، والصلابة، والقوة، واللّيونة،واللزوجة وسواها من الخصائص الفيزيائية المهمة التي تحدِّد استخدامات المادة وطبيعتها. استخدم الجدول (2-5) لمناقشة الخصائص الفيزيائية للمواد الواردة في هذا الجدول، وناقش معهم سبب هذا التنوُّع، ولا سيّما في حالة المادة عند درجة حرارة الغرفة، وأهمية تلك الخصائص في حياتنا اليومية.

الدرس 2-3: القوى الجزيئيّة البينيّة

الخصائص الفيزيائيّة

من المعروف أن أي خاصية فيزيائية تعتمد على فصل جسيمات المادة، تتأثر بشكل مباشر بشدة القوى الجزيئية البينية والروابط بين الذرات، ومن هذه الخواصّ درجتا الانصهار والغليان، اللّتان تعدّان واحدًا من المؤشّرات على شدّة تلك القوى، كما هو موضّح في **الجدول 2-5**. وبذلك فإنّ المواد الّتي تمتلك قوى جزيئيّة بينيّة قد تكون في الحالة الغازيّة أو السّائلة أو الصلبة عند درجة حرارة الغرفة، مثل غاز الميثان والماء والشمع، والمواد التي تمتلك روابط قوية فهي في الحالة الصلبة عند درجة حرارة الغرفة مثل الملح والحديد.

الجدول 2-5 درجات الانصهار والغليان لبعض المواد الشّائعة.

	ميثان	زيت زيتون	ماء	شمع	ملح	حديد
الحالة عند درجة حرارة الغرفة	غاز	سائل	سائل	صلب	صلب	صلب
درجة الانصهار	-182°C	-6°C	0°C	37°C	801°C	1538°C
درجة الغليان	-161°C	700°C	100°C	380°C	1413°C	2862°C

وهنالك العديد من الخصائص الأخرى الّتي تحدّدها القوى الجزيئية البينية، انظر **الشّكل 2-37**.

1. القساوة hardness: القوّة اللّازمة لخدش سطح المواد.
2. قابلية السّحب ductility: القدرة على التمدد بالطرق.
3. الهشاشة brittleness: الميل إلى الكسر قبل الانحناء.
4. قوّة الشّدّ tensile strength: هي القوة القصوى الممكن أن تتحملها مادة أثناء الشد قبل أن تنكسر.
5. اللّزوجة viscosity: مقياس مقاومة السّائل للتّدفّق والانسياب.
6. التّوتّر السّطحيّ surface tension: ظاهرة فيزيائية تحدث نتيجة وجود قوة تماسك بين جزيئات المادة السائلة.

الشّكل 2-37 خصائص المواد.

85

أنواع القوى الجزيئيّة البينيّة

- تنتج القوى الجُزيئية البينية في النهاية من قوى الجذب بين الشحنات الموجبة والشحنات السالبة المنفصلة إحداهما عن الثانية.
- تعمل مؤثّرات مختلفة على الفصل بين الشحنات.
- أعطيت تسمية قوى فان در فال لمجموعة من القوى الجزيئية البينية والتي تختلف عن الروابط الكيميائية الداخلية.
- تُعدّ قوى فان در فال أضعف كثيرًا من الروابط الكيميائية. استخدم الجدول 2-6 لمناقشة أنواع القوى البينة الجزيئية، ومقارنتها من الأضعف إلى الأقوى، مبيّنًا أن الروابط الكيميائية في المُركّبات الأيونيّة والتساهمية الشبكية هي الأقوى. ادعُ الطلاب إلى إعطاء أمثلة على مواد تستخدم، وتمتلك نوعًا من هذه القوى، مثل الألماس وملح الطعام، والماء، وسواها.
- أنواع قوى فان در فال: الجذب الدائم لثنائي القطب، والرابطة الهيدروجينية؛ والجذب اللحظي لثنائي القطب المؤقتة، مثل قوى لندن التشتتية.

الوحدة 2: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

أنواع القوى الجزيئيّة

ترتبط الذرات بعضها ببعض بقوى جزيئية داخلية تسمى الروابط الكيميائية كالرابطة الايونية و الرابطة التساهمية و الرابطة الفلزية. بينما تنشأ قوى جزيئية بينية تربط بين جزيئات المواد التساهمية و هي أضعف من القوى الجزيئية الداخلية. تسمى القوى الجزيئيّة البينيّة الأضعف، **قوى فان در فال Van Der Waals forces**، وقد سمّيت بهذا الاسم نسبة إلى العالم الهولنديّ يوهانس ديديريك فان در فال الّذي عرّف هذه القوى عام 1873م. وهي قوى ضعيفة وذات مدى تجاذب كهربائيّ قصير بين الجسيمات المتعادلة؛ بسبب تأثير القوى الثنائيّة القطب الدّائمة أو المؤقتة. يوضح **الجدول 2-6** أنواع القوى المختلفة .

الجدول 2-6 القوى المؤثّرة الموجودة بين جُسيمات المواد الكبيرة والضخمة.

التّصنيف	أمثلة	الأشكال	القوى أو الروابط المؤثرة	قوية / ضعيفة
روابط تساهميّة	الألماس الزّجاج		قوى جزيئيّة داخليّة الرّوابط الكيميائيّة	
روابط فلزيّة	الفلزّات الحديد، الفضّة			
روابط أيّونيّة	الأملاح المعدنيّة كلوريد الصّوديوم			
روابط هيدروجينيّة (القوى بين الجزيئات القطبية)	الماء الكحول الطبّي		قوى جزيئيّة بينيّة قوى فان در فال	
قوى ثنائيّة القطب (القوى بين الجزيئات القطبية)	كلوريد الهيدروجين			
قوى لندن التّشتّتيّة (القوى بين الجزيئات غير القطبية)	الزيوت والشّموع غاز هيليوم			

يبيّن الجدول أعلاه أن قوى فان درفال تقسم إلى فئتين رئيسيّتين:

1. القوى بين الجزيئات الغير قطبية ممثلة بقوى لندن التشتتية.
2. القوى بين الجزيئات القطبية ممثلة بقوى ثنائية القطب و الروابط الهيدروجينية.

86

قوى لندن التشتُّتية

دعونا نبدأ مع أضعف القوى الجُزيئية البينية. هل يعرف أي منكم إن كان الهواء يتجمَّد؟ وعند أي درجة حرارة يحدث ذلك؟

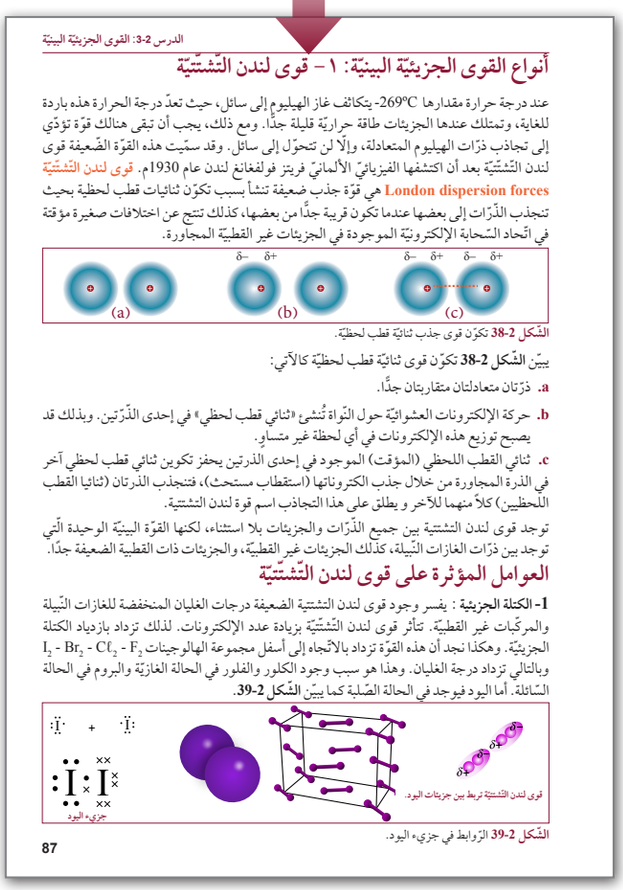
يتجمد O_2 عند درجة حرارة(-219°C) ويغلي عند درجة حرارة (-183°C). ويتجمد N_2 عند (-210°C) ويغلي عند درجة حرارة (-196°C). إن حقيقة تجمُّد الهواء تعني أن تتوافر قوى جذب بين جزيئات كل من O_2 و N_2، وكلاهما من المواد التساهمية النقية.

أما حقيقة كون درجات الحرارة هذه منخفضة للغاية، فتعني أن قوى الجذب ضعيفة. قدِّم فكرة ثنائيات القطب اللحظية، وقوى الجذب الضعيفة الناتجة من ذلك.عرِّف قوى لندن التشتتية، واستعن بالشكل 2-38 لشرح كيفية تكوُّن تلك القوى.

اذكر أن تأثير هذه القوى يتغيّر بين جُزيئات الغازات النبيلة وجُزيئات الهالوجينات؛ ذلك أنها تتأثر بالكتلة الجزيئية لتلك الجزيئات. سل: ما نمط هذا التغيُّر؟

يمكن أن يلاحظ هذا النمط من خلال ارتفاع درجة غليان جُزيئات الهالوجينات مع ازدياد الكتلة الجزيئية. كذلك هي الحال مع الغازات النبيلة.

ناقش سبب درجة غليان اليود المرتفعة نسبيًّا؛ وبالتالي وجوده في الحالة الصلبة، عند درجة حرارة الغرفة.



الدرس 2-3: القوى الجزيئيّة البينيّة

أنواع القوى الجزيئيّة البينيّة: ١ – قوى لندن التّشتّتيّة

عند درجة حرارة مقدارها 269°C- يتكاثف غاز الهيليوم إلى سائل، حيث تعدّ درجة الحرارة هذه باردة للغاية، وتمتلك عندها الجزيئات طاقة حراريّة قليلة جدًّا. ومع ذلك، يجب أن تبقى هنالك قوّة تؤدّي إلى تجاذب ذرّات الهيليوم المتعادلة، وإلّا لن تتحوّل إلى سائل. وقد سمّيت هذه القوّة الضّعيفة قوى لندن التّشتّتيّة بعد أن اكتشفها الفيزيائيّ الألمانيّ فريتز فولفغانغ لندن عام 1930م. قوى لندن التّشتّتيّة **London dispersion forces** هي قوّة جذب ضعيفة تنشأ بسبب تكوّن ثنائيات قطب لحظية بحيث تنجذب الذّرّات إلى بعضها عندما تكون قريبة جدًّا من بعضها، كذلك تنتج عن اختلافات صغيرة مؤقتة في اتّحاد السّحابة الإلكترونيّة الموجودة في الجزيئات غير القطبيّة المجاورة.

الشّكل **2-38** تكوّن قوى جذب ثنائيّة قطب لحظيّة.

يبيّن الشّكل **2-38** تكوّن قوى ثنائيّة قطب لحظيّة كالآتي:

a. ذرّتان متعادلتان متقاربتان جدًّا.

b. حركة الإلكترونات العشوائيّة حول النّواة تُنشئ «ثنائي قطب لحظي» في إحدى الذّرّتين. وبذلك قد يصبح توزيع هذه الإلكترونات في أي لحظة غير متساوٍ.

c. ثنائي القطب اللحظي (المؤقت) الموجود في إحدى الذرتين يحفز تكوين ثنائي قطب لحظي آخر في الذرة المجاورة من خلال جذب الكتروناتها (استقطاب مستحث)، فتنجذب الذرتان (ثنائيا القطب اللحظيين) كلاً منهما للآخر و يطلق على هذا التجاذب اسم قوة لندن التشتتية.

توجد قوى لندن التشتتية بين جميع الذّرّات والجزيئات بلا استثناء، لكنها القوّة البينيّة الوحيدة الّتي توجد بين ذرّات الغازات النّبيلة، كذلك الجزيئات غير القطبيّة، والجزيئات ذات القطبية الضعيفة جدًّا.

العوامل المؤثرة على قوى لندن التّشتّتيّة

1- الكتلة الجزيئية : يفسر وجود قوى لندن التشتتية الضعيفة درجات الغليان المنخفضة للغازات النّبيلة والمركّبات غير القطبيّة. تتأثر قوى لندن التّشتّتيّة بزيادة عدد الإلكترونات. لذلك تزداد بازدياد الكتلة الجزيئيّة. وهكذا نجد أن هذه القوّة تزداد بالاتّجاه إلى أسفل مجموعة الهالوجينات F_2 - Cl_2 - Br_2 - I_2 وبالتالي تزداد درجة الغليان. وهذا هو سبب وجود الكلور والفلور في الحالة الغازيّة والبروم في الحالة السّائلة. أما اليود فيوجد في الحالة الصّلبة كما يبيّن الشّكل **2-39**.

الشّكل **2-39** الرّوابط في جزيء اليود.

87

تابع- قوى لندن التشتُّتية

يظهر ثُنائي القطب اللحظي حول الجُزيء بكامله؛ وبالتالي تزداد قوى لندن التشتتية مع ازدياد مساحة الجُزيء. كلّف طالبًا ببناء الجُزيئات الواردة في الشكل 2-40، ثم اسأل: أي من هذه المُركَّبات لديه درجة الغليان الأعلى؟ **الأوكتان** لماذا؟ **لأن لديه مساحة السطح الأكبر وبالتالي تكون قوى لندن التشتتية هي الأقوى.**

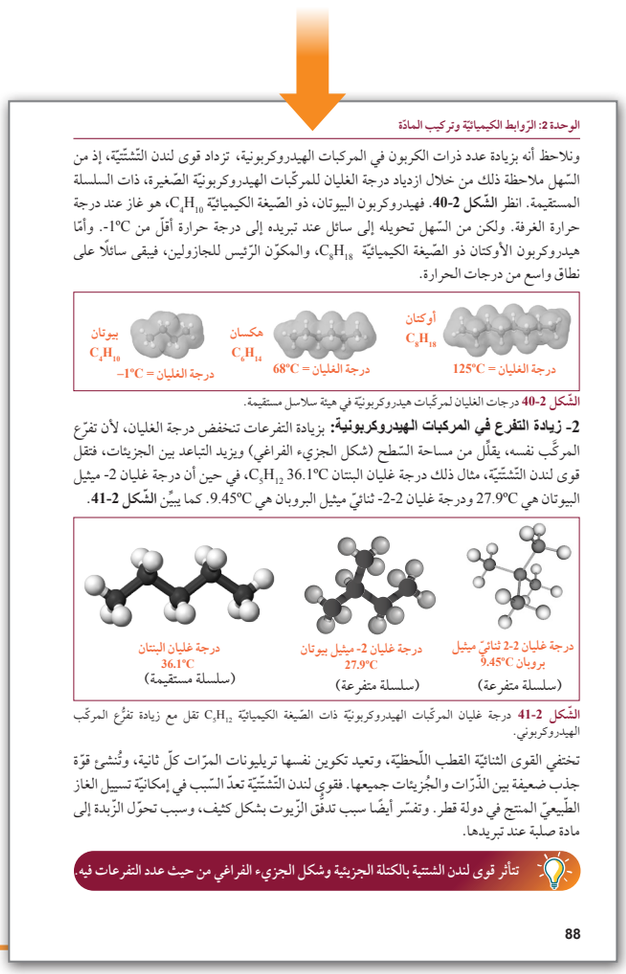
كلّف طالبًا آخر ببناء الجُزيئات الواردة في الشكل 2-41، واسأل الطلاب: أي من هذه الجُزيئات لديه درجة الغليان الأعلى؟ ولماذا؟ **البنتان. لأن مساحة سطح هذا الجُزيء هي الأكبر.** اذكر للطلاب أن تلك الجُزيئات الثلاثة هي متشكِّلات (إيزومرات)، لأن الصّيغة الكيميائية هي نفسها؛ ولكن تختلف الصيغة البنائية لتلك المركّبات الثلاثة. (المتشكّلات إضافة غير مطلوبة من الطلاب)

العوامل التي تؤثّر في قوى لندن التشتّتية:

- الكتلة الذرّية أو الجُزيئية: مثال: تزداد قوى لندن التشتتية من أعلى المجموعة في الجدول الدوري إلى أسفله مع زيادة الكتلة الذرّية لعناصر المجموعة السابعة عشرة (الهالوجينات) ولعناصر المجموعة الصفرية (الغازات النبيلة).

مثال: قوى لندن التشتّتية بين ذرّات الأرجون أقوى من تلك التي بين ذرّات الهيليوم.

- مساحة سطح الجزيء: قوى لندن التشتّتية في البيوتان C_4H_{10} أقوى من تلك التي في 2- ميثيل بروبان.



الوحدة 2: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

ونلاحظ أنه بزيادة عدد ذرات الكربون في المركبات الهيدروكربونية، تزداد قوى لندن التّشتّتيّة، إذ من السّهل ملاحظة ذلك من خلال ازدياد درجة الغليان للمركّبات الهيدروكربونيّة الصّغيرة، ذات السلسلة المستقيمة. انظر **الشّكل 2-40**. فهيدروكربون البيوتان، ذو الصّيغة الكيميائيّة C_4H_{10}، هو غاز عند درجة حرارة الغرفة. ولكن من السّهل تحويله إلى سائل عند تبريده إلى درجة حرارة أقلّ من 1°C-. وأمّا هيدروكربون الأوكتان ذو الصّيغة الكيميائيّة C_8H_{18}، والمكوّن الرّئيس للجازولين، فيبقى سائلًا على نطاق واسع من درجات الحرارة.

الشّكل 2-40 درجات الغليان لمركّبات هيدروكربونيّة في هيئة سلاسل مستقيمة.

2- زيادة التفرع في المركبات الهيدروكربونية: بزيادة التفرعات تنخفض درجة الغليان، لأن تفرّع المركّب نفسه، يقلّل من مساحة السّطح (شكل الجزيء الفراغي) ويزيد التباعد بين الجزيئات، فتقل قوى لندن التّشتّتيّة، مثال ذلك درجة غليان البنتان 36.1°C، C_5H_{12}، في حين أن درجة غليان 2- ميثيل البيوتان هي 27.9°C ودرجة غليان 2-2- ثنائيّ ميثيل البروبان هي 9.45°C. كما يبيّن **الشّكل 2-41**.

الشّكل 2-41 درجة غليان المركّبات الهيدروكربونيّة ذات الصّيغة الكيميائيّة C_5H_{12} تقل مع زيادة تفرُّع المركّب الهيدروكربوني.

تختفي القوى الثنائيّة القطب اللّحظيّة، وتعيد تكوين نفسها تريليونات المرّات كلّ ثانية، وتُنشئ قوّة جذب ضعيفة بين الذّرّات والجُزيئات جميعها. فقوى لندن التّشتّتيّة تعدّ السّبب في إمكانيّة تسييل الغاز الطّبيعيّ المنتج في دولة قطر. وتفسّر أيضًا سبب تدفّق الزّيوت بشكل كثيف، وسبب تحوّل الزّبدة إلى مادة صلبة عند تبريدها.

تأثر قوى لندن الشتية بالكتلة الجزيئية وشكل الجزيء الفراغي من حيث عدد التفرعات فيه

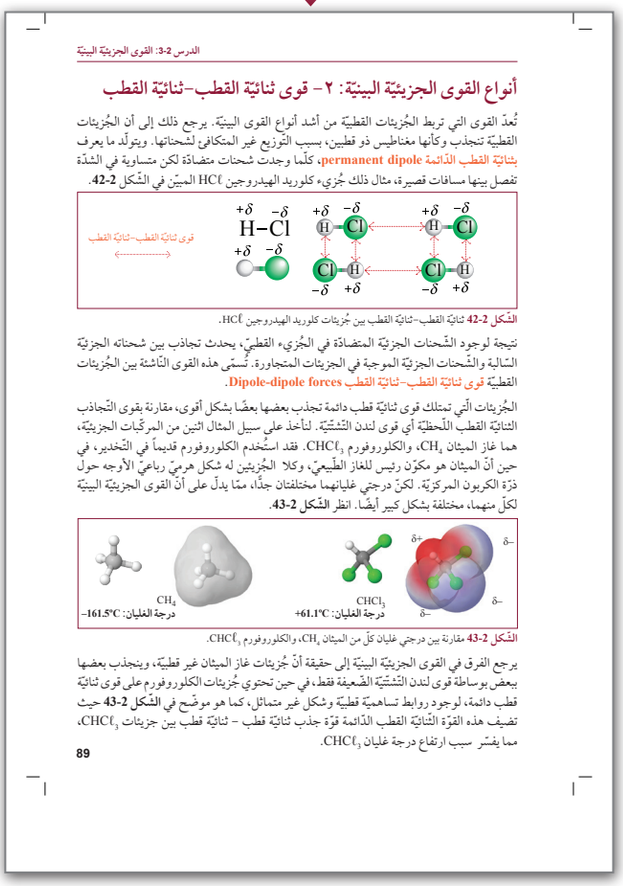
88

قوى ثُنائي القطب -ثُنائي القطب

- توجد ثُنائيات الأقطاب الدائمة في جميع المواد القطبية.
- تمتلك ثُنائيات الأقطاب الدائمة قوى جذب أقوى كثيرًا من قوى لندن التشتتية.

كلّف طالبًا ببناء جُزيئي الميثان والكلوروفورم، مستخدمًا علبة النماذج الجُزيئية. احسب الفرق في السالبية الكهربائية بين الكلور والهيدروجين والكربون، لإظهار أن جُزيء الكلوروفورم $CHC\ell_3$ هو جُزيء قطبي. قارن بين درجتَي غليان هذين المُركَّبين الغازيين. حيث تعتبر درجة الغليان مقياسًا جيدًا للقوى الجُزيئية البينية.

استخدم الشكل 42-2 لمناقشة كيفية تكوُّن ثنائي القطب – ثنائي القطب في مُركَّب كلوريد الهيدروجين. ذكِّر الطلاب بالرابطة القطبية، وشروط قطبية الجُزيء. وشدّد على أن قوى جذب ثنائي القطب –ثنائي القطب توجد بين المُركَّبات القطبية.



الدرس 2-3: القوى الجزيئيّة البينيّة

أنواع القوى الجزيئيّة البينيّة: ٢- قوى ثنائيّة القطب–ثنائيّة القطب

تُعدّ القوى التي تربط الجُزيئات القطبيّة من أشد أنواع القوى البينيّة. يرجع ذلك إلى أن الجُزيئات القطبيّة تنجذب وكأنها مغناطيس ذو قطبين، بسبب التّوزيع غير المتكافئ لشحناتها. ويتولّد ما يعرف بثنائيّة القطب الدّائمة **permanent dipole**، كلّما وجدت شحنات متضادّة لكن متساوية في الشدّة تفصل بينها مسافات قصيرة، مثال ذلك جُزيء كلوريد الهيدروجين HCℓ المبيّن في الشّكل **42-2**.

الشّكل 42-2 ثنائيّة القطب–ثنائيّة القطب بين جُزيئات كلوريد الهيدروجين HCℓ.

نتيجة لوجود الشّحنات الجزئيّة المتضادّة في الجُزيء القطبيّ، يحدث تجاذب بين شحناته الجزئيّة السّالبة والشّحنات الجزئيّة الموجبة في الجزيئات المتجاورة. تُسمّى هذه القوى النّاشئة بين الجُزيئات القطبيّة **قوى ثنائيّة القطب–ثنائيّة القطب Dipole-dipole forces**.

الجُزيئات الّتي تمتلك قوى ثنائيّة قطب دائمة تجذب بعضها بعضًا بشكل أقوى، مقارنة بقوى التّجاذب الثنائيّة القطب اللّحظيّة أي قوى لندن التّشتّتيّة. لنأخذ على سبيل المثال اثنين من المركّبات الجزيئيّة، هما غاز الميثان CH_4، والكلوروفورم $CHC\ell_3$. فقد استُخدم الكلوروفورم قديماً في التّخدير، في حين أنّ الميثان هو مكوّن رئيس للغاز الطّبيعيّ، وكلا الجُزيئين له شكل هرميّ رباعيّ الأوجه حول ذرّة الكربون المركزيّة. لكنّ درجتي غليانهما مختلفتان جدًّا، ممّا يدلّ على أنّ القوى الجزيئيّة البينيّة لكلّ منهما، مختلفة بشكل كبير أيضًا. انظر الشّكل **43-2**.

الشّكل 43-2 مقارنة بين درجتي غليان كلّ من الميثان CH_4، والكلوروفورم $CHC\ell_3$.

يرجع الفرق في القوى الجزيئيّة البينيّة إلى حقيقة أنّ جُزيئات غاز الميثان غير قطبيّة، وينجذب بعضها ببعض بوساطة قوى لندن التّشتّتيّة الضّعيفة فقط، في حين تحتوي جُزيئات الكلوروفورم على قوى ثنائيّة قطب دائمة، لوجود روابط تساهميّة قطبيّة وشكل غير متماثل، كما هو موضّح في الشّكل **43-2** حيث تضيف هذه القوّة الثّنائيّة القطب الدّائمة قوّة جذب ثنائيّة قطب – ثنائيّة قطب بين جزيئات $CHC\ell_3$، مما يفسّر سبب ارتفاع درجة غليان $CHC\ell_3$.

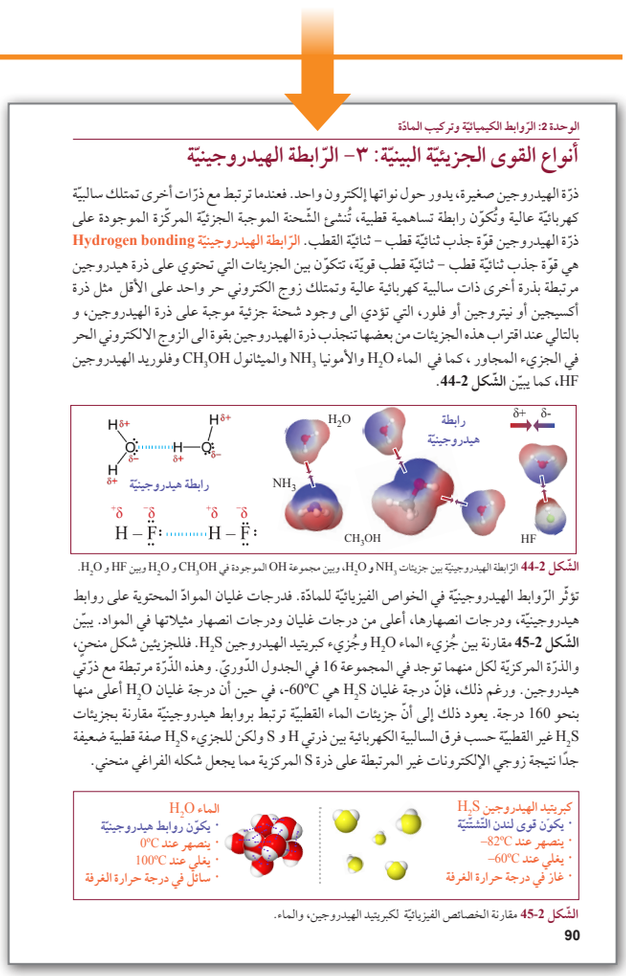
89

الرابطة الهيدروجينية

الأفكار الرئيسة:

- قوى جذب ثنائي القطب للهيدروجين في الجُزيئات القطبية قوية؛ وبالتالي تعطي خصائص كيميائية وفيزيائية مهمة للجُزيء.
- ذرة الهيدروجين صغيرة. وبالتالي عندما ترتبط مع ذرات أخرى تمتلك سالبية كهربائية عالية ستكون الشحنة الموجبة مُركَّزة عليه.
- تتكوَّن الرابطة الهيدروجينية في جُزيء قطبي، حيث يجذب الهيدروجين ذرّات عناصر ذات سالبية كهربائية مرتفعة للغاية في جُزيئات مجاورة، مثل الأكسجين والنيتروجين والفلور، كما هي الحال في مُركَّبات الماء والأمونيا وفلوريد الهيدروجين. استخدم الشكل 2-44 لتناقش كيف تتكوّن الرابطة الهيدروجينية في المُركَّبات القطبية التي تحتوي على هيدروجين وعناصر ذات سالبية كهربائية مرتفعة.

ناقش سبب اختلاف الخصائص الفيزيائية بين المُركَّبين H_2O وH_2S على الرغم من أن الأكسجين والكبريت ينتميان إلى المجموعة نفسها. وجّه النقاش ليصبح مدخلًا إلى عرض الرابطة الهيدروجينية وتأثيرها في الخصائص الفيزيائية للمُركَّبات.



الوحدة 2: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

أنواع القوى الجزيئيّة البينيّة: ٣- الرّابطة الهيدروجينيّة

ذرّة الهيدروجين صغيرة، يدور حول نواتها إلكترون واحد. فعندما ترتبط مع ذرّات أخرى تمتلك سالبيّة كهربائيّة عالية وتُكوّن رابطة تساهمية قطبية، تُنشئ الشّحنة الموجبة الجزئيّة المركّزة الموجودة على ذرّة الهيدروجين قوّة جذب ثنائيّة قطب - ثنائيّة القطب. **الرّابطة الهيدروجينيّة Hydrogen bonding** هي قوّة جذب ثنائيّة قطب - ثنائيّة قطب قويّة، تتكوّن بين الجزيئات التي تحتوي على ذرة هيدروجين مرتبطة بذرة أخرى ذات سالبية كهربائية عالية وتمتلك زوج الكتروني حر واحد على الأقل مثل ذرة أكسيجين أو نيتروجين أو فلور، التي تؤدي الى وجود شحنة جزئية موجبة على ذرة الهيدروجين، و بالتالي عند اقتراب هذه الجزيئات من بعضها تنجذب ذرة الهيدروجين بقوة الى الزوج الالكتروني الحر في الجزيء المجاور ، كما في الماء H_2O والأمونيا NH_3 والميثانول CH_3OH وفلوريد الهيدروجين HF، كما يبيّن **الشّكل 2-44**.

الشّكل 2-44 الرّابطة الهيدروجينيّة بين جزيئات NH_3 وH_2O، وبين مجموعة OH الموجودة في CH_3OH وH_2O وبين HF وH_2O.

تؤثّر الرّوابط الهيدروجينيّة في الخواص الفيزيائيّة للمادّة. فدرجات غليان الموادّ المحتوية على روابط هيدروجينيّة، ودرجات انصهارها، أعلى من درجات غليان ودرجات انصهار مثيلاتها في المواد. يبيّن **الشّكل 2-45** مقارنة بين جُزيء الماء H_2O وجُزيء كبريتيد الهيدروجين H_2S. فللجزيئين شكل منحنٍ، والذرّة المركزيّة لكل منهما توجد في المجموعة 16 في الجدول الدّوريّ. وهذه الذّرّة مرتبطة مع ذرّتي هيدروجين. ورغم ذلك، فإنّ درجة غليان H_2S هي 60°C-، في حين أن درجة غليان H_2O أعلى منها بنحو 160 درجة. يعود ذلك إلى أنّ جزيئات الماء القطبيّة ترتبط بروابط هيدروجينيّة مقارنة بجزيئات H_2S غير القطبيّة حسب فرق السالبية الكهربائية بين ذرتي H و S ولكن للجزيء H_2S صفة قطبية ضعيفة جدًا نتيجة زوجي الإلكترونات غير المرتبطة على ذرة S المركزية مما يجعل شكله الفراغي منحني.

الشّكل 2-45 مقارنة الخصائص الفيزيائيّة لكبريتيد الهيدروجين، والماء.

90

تأثير الرابطة الهيدروجينية في درجة الغليان

اكتب على السبّورة مركّبات هيدريدات للمجموعتين (17) و(16) في الجدول الدوري. واسأل الطلاب: أي منها هو جزيء قطبي؟ H_2O وHF. ما القوى الجُزيئية البينية بين كل من هذه الجزيئات؟ **HF وH_2O مُركبّان يحتويان على روابط هيدروجينية بين جزيئاتهما. أما بقية الهيدريدات في المجموعتين 16 و17 فالقوى البينيّة التي تربط بين جزيئاتها هي ثنائي القطب – ثنائي القطب، كتلك التي في ($HC\ell$)، وكتلك التي في HI وH_2S.**

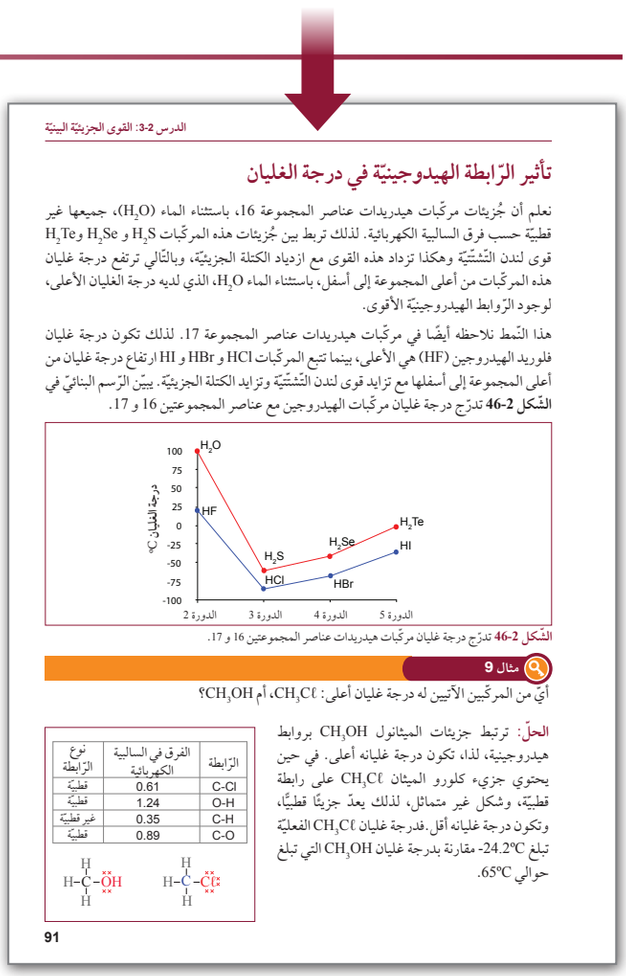
أي مركّبات الهيدريدات في كل مجموعة لديه درجة الغليان الأعلى؟

H_2O في مركّبات الهيدريدات للمجموعة (16)، وHF في مركّبات الهيدريدات للمجموعة (17).

استخدم الرسم البياني الوارد في الشكل (2-46) لمناقشة نمط تدرُّج درجة غليان مُركَّبات الهيدريدات للمجموعتين.

اذكر أن قوى لندن التشتتية تتزايد مع تزايد الكتلة الجزيئية للمُركَّب.

طبِّق هذه الأفكار من خلال حل المثال (9) مع الطلاب.



الدرس 2-3: القوى الجزيئيّة البينيّة

تأثير الرّابطة الهيدوجينيّة في درجة الغليان

نعلم أن جُزيئات مركّبات هيدريدات عناصر المجموعة 16، باستثناء الماء (H_2O)، جميعها غير قطبيّة حسب فرق السالبية الكهربائية. لذلك تربط بين جُزيئات هذه المركّبات H_2S و H_2Se وH_2Te قوى لندن التّشتّتيّة وهكذا تزداد هذه القوى مع ازدياد الكتلة الجزيئيّة، وبالتّالي ترتفع درجة غليان هذه المركّبات من أعلى المجموعة إلى أسفل، باستثناء الماء H_2O، الذي لديه درجة الغليان الأعلى، لوجود الرّوابط الهيدروجينيّة الأقوى.

هذا النّمط نلاحظه أيضًا في مركّبات هيدريدات عناصر المجموعة 17. لذلك تكون درجة غليان فلوريد الهيدروجين (HF) هي الأعلى، بينما تتبع المركّبات HCl و HBr و HI ارتفاع درجة غليان من أعلى المجموعة إلى أسفلها مع تزايد قوى لندن التّشتّتيّة وتزايد الكتلة الجزيئيّة. يبيّن الرّسم البنائيّ في **الشّكل 2-46** تدرّج درجة غليان مركّبات الهيدروجين مع عناصر المجموعتين 16 و 17.

الشّكل 2-46 تدرّج درجة غليان مركّبات هيدريدات عناصر المجموعتين 16 و 17.

مثال 9

أيّ من المركّبين الآتيين له درجة غليان أعلى: $CH_3C\ell$، أم CH_3OH؟

الحلّ: ترتبط جزيئات الميثانول CH_3OH بروابط هيدروجينية، لذا، تكون درجة غليانه أعلى. في حين يحتوي جزيء كلورو الميثان $CH_3C\ell$ على رابطة قطبيّة، وشكل غير متماثل، لذلك يعدّ جزيئًا قطبيًّا، وتكون درجة غليانه أقل. فدرجة غليان $CH_3C\ell$ الفعليّة تبلغ -24.2°C مقارنة بدرجة غليان CH_3OH التي تبلغ حوالي 65°C.

الرّابطة	الفرق في السالبية الكهربائية	نوع الرّابطة
C-Cl	0.61	قطبيّة
O-H	1.24	قطبيّة
C-H	0.35	غير قطبيّة
C-O	0.89	قطبيّة

91

أهمية الرابطة الهيدروجينية

الحياة نفسها، والكثير من خصائص الماء الفريدة، تعزى إلى الرابطة الهيدروجينية.

استخدم الشكل 2-47 لتبيّن أن كل جُزيء ماء يرتبط بأربع روابط هيدروجينية مع أربع جزيئات ماء مجاورة.

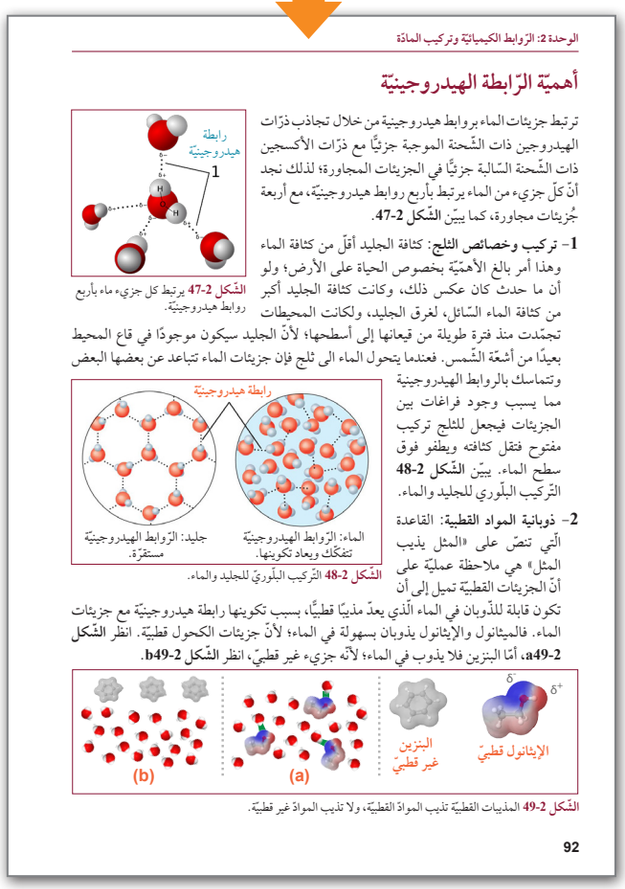
ناقش حقيقة أن الجليد أقلّ كثافة من الماء، بالنظر إلى الهيكل البلّوري المفتوح قسرًا بسبب الرابطة الهيدروجينية. استخدم الشكل 2-48 لتبيّن الفرق بين التركيب البلّوري للجليد وتركيب الماء. اذكر أن التركيب البلّوري للجليد يجعل حجمه أكبر، ما يؤدّي إلى كثافة أقل من الماء. هذه الظاهرة مفيدة جدًا في الطبيعة. كلّف الطلاب إجراء بحث عن هذا الموضوع.

اذكر قاعدة «المِثل يذيب المِثل»، واسألهم عن تطبيقات تلك القاعدة في حياتنا اليومية.

مثال: يُستخدم المُذيب العضوي غير القطبي لإذابة المُركّبات العضوية؛ والمُذيب القُطبي يذيب المُركّبات القطبية.

ذكّر الطلاب بالعرض العملي الذي يُبيِّن أن الماء يذيب الملح، في حين أن الزيت لا يذيبه؛ وأن الشمع لا يذوب في الماء. واسأل: ما الخصائص المختلفة للماء والزيت، التي أدّت إلى الاختلاف بالذائبية؟

الماء مركّب قطبي لديه رابطة هيدروجينية. أما الزيت فهو مركّب عضوي غير قطبي.



الوحدة 2: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

أهميّة الرّابطة الهيدروجينيّة

ترتبط جزيئات الماء بروابط هيدروجينية من خلال تجاذب ذرّات الهيدروجين ذات الشّحنة الموجبة جزئيًّا مع ذرّات الأكسجين ذات الشّحنة السّالبة جزئيًّا في الجزيئات المجاورة؛ لذلك نجد أنّ كلّ جزيء من الماء يرتبط بأربع روابط هيدروجينيّة، مع أربعة جُزيئات مجاورة، كما يبيّن الشّكل 2-47.

رابطة هيدروجينيّة

الشّكل 2-47 يرتبط كل جزيء ماء بأربع روابط هيدروجينيّة.

1- تركيب وخصائص الثلج: كثافة الجليد أقلّ من كثافة الماء وهذا أمر بالغ الأهمّيّة بخصوص الحياة على الأرض؛ ولو أن ما حدث كان عكس ذلك، وكانت كثافة الجليد أكبر من كثافة الماء السّائل، لغرق الجليد، ولكانت المحيطات تجمّدت منذ فترة طويلة من قيعانها إلى أسطحها؛ لأنّ الجليد سيكون موجودًا في قاع المحيط بعيدًا من أشعّة الشّمس. فعندما يتحول الماء الى ثلج فإن جزيئات الماء تتباعد عن بعضها البعض وتتماسك بالروابط الهيدروجينية مما يسبب وجود فراغات بين الجزيئات فيجعل للثلج تركيب مفتوح فتقل كثافته ويطفو فوق سطح الماء. يبيّن الشّكل 2-48 التّركيب البلّوري للجليد والماء.

رابطة هيدروجينيّة

الماء: الرّوابط الهيدروجينيّة تتفكّك ويعاد تكوينها.

جليد: الرّوابط الهيدروجينيّة مستقرّة.

الشّكل 2-48 التّركيب البلّوريّ للجليد والماء.

2- ذوبانية المواد القطبية: القاعدة الّتي تنصّ على «المثل يذيب المثل» هي ملاحظة عمليّة على أنّ الجزيئات القطبيّة تميل إلى أن تكون قابلة للذّوبان في الماء الّذي يعدّ مذيبًا قطبيًّا، بسبب تكوينها رابطة هيدروجينيّة مع جزيئات الماء. فالميثانول والإيثانول يذوبان بسهولة في الماء؛ لأنّ جزيئات الكحول قطبيّة. انظر الشّكل a49-2، أمّا البنزين فلا يذوب في الماء؛ لأنّه جزيء غير قطبيّ، انظر الشّكل b49-2.

الإيثانول قطبيّ

البنزين غير قطبيّ

(a)

(b)

الشّكل 2-49 المذيبات القطبيّة تذيب الموادّ القطبيّة، ولا تذيب الموادّ غير قطبيّة.

92

تابع- أهمية الرابطة الهيدروجينية

تعتمد بعض الظواهر الطبيعية على وجود الرابطة الهيدروجينية.

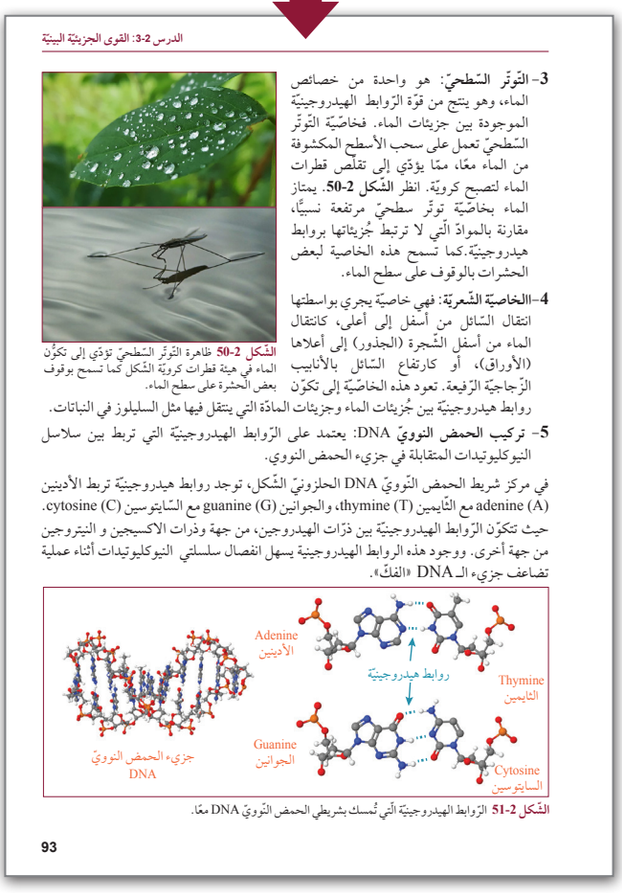
ناقش فكرة التوتُّر السطحي. يمكنك إجراء عرض للفكرة باستخدام قطرات من الماء فوق ورقة الشمع أو إبقاء إبرة معدنية رفيعة جدًّا على سطح ماء راكد في وعاء.ادعُ الطلاب إلى ذكر مشاهدتهم اليومية لتلك الظاهرة.

سَلْ: كيف يمكن لأغصان الشجر وأوراقه العالية الحصول على الماء من التربة، مع الافتقار إلى مضخّة، مثل القلب، تضخ الماء إلى أعلى؟

ناقش معهم ظاهرة الخاصيّة الشعرية التي تؤدّي دورًا مهمًّا بنقل الماء من التربة إلى أنسجة النباتات؛ وظاهرة التوتر السطحي التي لها دور في ذلك.

هل يعرف أحدكم كيف يفكّ جُزيء الحمض النووي نفسه لينفصل إلى جُزيئين؟

ناقش بنية الحمض النووي؛ مذكِّرًا الطلاب أن هذا يربط بين ما تعلّموه في مادة الأحياء وما تعلّموه في علم الكيمياء. اذكر لهم أن «فك الشريطين أحدهما عن الآخر»، يحدث مع وجود الروابط الهيدروجينية بين المواد المكّونة لشريطي الحمض النووي. يمكنك أيضًا مناقشة طي البروتين.



الدرس 2-3: القوى الجزيئيّة البينيّة

الشّكل 2-50 ظاهرة التوتّر السّطحيّ تؤدّي إلى تكوّن الماء في هيئة قطرات كرويّة الشّكل كما تسمح بوقوف بعض الحشرة على سطح الماء.

3- التّوتّر السّطحيّ: هو واحدة من خصائص الماء، وهو ينتج من قوّة الرّوابط الهيدروجينيّة الموجودة بين جزيئات الماء. فخاصّيّة التّوتّر السّطحيّ تعمل على سحب الأسطح المكشوفة من الماء معًا، ممّا يؤدّي إلى تقلّص قطرات الماء لتصبح كرويّة. انظر **الشّكل 2-50**. يمتاز الماء بخاصّيّة توتّر سطحيّ مرتفعة نسبيًّا، مقارنة بالموادّ الّتي لا ترتبط جُزيئاتها بروابط هيدروجينيّة.كما تسمح هذه الخاصية لبعض الحشرات بالوقوف على سطح الماء.

4- الخاصيّة الشّعريّة: فهي خاصيّة يجري بواسطتها انتقال السّائل من أسفل إلى أعلى، كانتقال الماء من أسفل الشّجرة (الجذور) إلى أعلاها (الأوراق)، أو كارتفاع السّائل بالأنابيب الزّجاجيّة الرّفيعة. تعود هذه الخاصّيّة إلى تكوّن روابط هيدروجينيّة بين جُزيئات الماء وجزيئات المادّة الّتي ينتقل فيها مثل السليلوز في النباتات.

5- تركيب الحمض النوويّ DNA: يعتمد على الرّوابط الهيدروجينيّة الّتي تربط بين سلاسل النيوكليوتيدات المتقابلة في جزيء الحمض النووي.

في مركز شريط الحمض النّوويّ DNA الحلزونيّ الشّكل، توجد روابط هيدروجينيّة تربط الأدينين adenine (A) مع الثّايمين thymine (T)، والجوانين guanine (G) مع السّايتوسين cytosine (C). حيث تتكوّن الرّوابط الهيدروجينيّة بين ذرّات الهيدروجين، من جهة وذرات الاكسيجين و النيتروجين من جهة أخرى. ووجود هذه الروابط الهيدروجينية يسهل انفصال سلسلتي النيوكليوتيدات أثناء عملية تضاعف جزيء الـ DNA «الفكّ».

الشّكل 2-51 الرّوابط الهيدروجينيّة الّتي تُمسك بشريطي الحمض النّوويّ DNA معًا.

93

المواد الصُّلبة الأيونية

- القوى في المواد الصُّلبة الأيونية، هي في حقيقة الأمر روابط كيميائية أيونية.
- الروابط الأيونية أقوى كثيرًا من جميع قوى فان در فال.
- يعني ذلك أن المواد الصلبة الأيونية تكون في العادة صلبة، ولها درجات انصهار مرتفعة.
- تميل المواد الصلبة الأيونية إلى تكوين بلّورات.

أحضر بعض البلّورات لتمريرها بين الطلاب. من الأمثلة الجيدة الكوارتز ذو الجوانب الستة، مكعّبات كلوريد الصوديوم، وسواهما. يمكنك إعطاء الطلاب الوقت الكافي لإلقاء نظرة على ملح الطعام تحت المجهر كي يروا أن كل جُسيم هو مكعب. بيّن بعض الأشكال المكعبة.

الجزيئات الضخمة – العملاقة

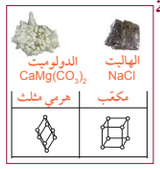
- الألماس أصلب المواد المعروفة، لأن الروابط بين ذرّات الكربون هي روابط تساهمية شبكية. يمكنك التفكير في الألماس على أنه جُزيء واحد عملاق.
- للكربون النقي العديد من الأشكال المثيرة للإعجاب، تُسمّى المتآصلات allotropes.

اعرض رسوم متآصلات الكربون allotropes بما في ذلك buckyballs، والأنابيب النانوية، والجرافيت، والألماس. يمكن بناء الألماس باستخدام مجموعة النماذج الجُزيئيّة ولكن يصعب عمل ذلك للجرافين والجرافيت أو buckyballs، لأن هندسة الروابط ليست رباعية الأوجه.استعن بالشكل 2-54 لشرح أشكال المتآصلات.

القوى الجزيئيّة الداخليّة: ١ – الموادّ الصّلبة الأيونيّة

إنّ القوى بين الأيونات الموجودة في المركّبات الأيونيّة أقوى بكثير من القوى بين الجزيئات (ثنائيّة القطب، وقوى لندن التّشتّتيّة) تميل الموادّ الأيونيّة إلى امتلاك خصائص فيزيائيّة متشابهة، فهي:

1. صلبة وهشّة في العادة.
2. بلّوريّة في حالتها الصّلبة. انظر الشّكل 2-52.
3. درجات انصهارها مرتفعة جدًّا.
4. موصلة جيّدة للتيّار الكهربائيّ عند انصهارها، كما أنّ محاليلها المائيّة، أو محاليلها في مذيبات قطبيّة، موصّلة جيّدة للتيّار الكهربائيّ أيضًا.

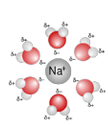


الشّكل 2-52 البلورات الشّبكيّة.

تتكوّن الأملاح المعدنية من مركبات أيّونيّة، ويُعدُّ الكالسيت أي كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ المبيّن بالشّكل 2-53 مثالًا جيّدًا على ذلك. يوجد الكالسيت في الطّبيعة بأشكال متعدِّدة، وقد استخدمت بلّوراته الصافية في البصريّات. يذوب الكالسيت بسهولة في الأحماض لذلك يعتبر من الأملاح الرّئيسة في تكوين الصّواعد في المغارات. يتكوّن شكل بلّورة الكالسيت من تناوب أيّونات الكالسيوم مع أيّونات الكربونات، وهو مثال على بلورة شبكية ثلاثية. كما يكوّن كلوريد الصّوديوم NaCℓ (ملح الطّعام) بلّورات شبكيّة، ولكن بصورة بلّورات مكعّبة.

الشّكل 2-53 الكالسيت مركّب أيّونيّ يتكوّن على شكل صلب بلّوريّ.

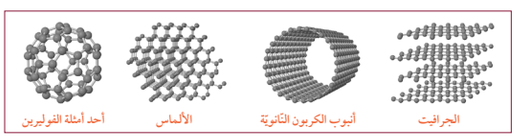
تذوب مواد كثيرة أيّونيّة في الماء والأحماض. وعندما تذوب، تكون الأيّونات الموجبة والسّالبة محاطة بجزيئات الماء القطبيّة، الّتي تمنعها من العودة إلى حالتها الصّلبة. لذلك، تكون الأيّونات حرّة الحركة، ويمكنها توصيل التيّار الكهربائيّ. ممّا يجعل المحاليل الأيّونيّة موصلة جيّدة للتيّار الكهربائيّ، وكذلك تفعل النّبضات العصبيّة في جسمك! إذ تنقل إشارات الأعصاب (السّيالات العصبيّة) عبر أيّونات موصلة للتيّار الكهربائيّ، بما في ذلك أيّونات الكالسيوم Ca^{2+}، وأيّونات البوتاسيوم K^+، وأيّونات الصّوديوم Na^+.



القوى الجزيئيّة الداخليّة: ٢ – الجُزيئات الضّخمة – العملاقة

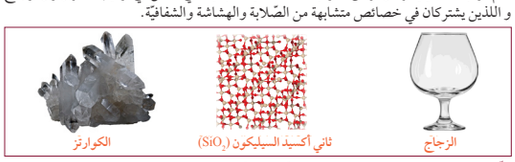
هناك جـزيئات كثيرة أصغر من أن تُرى، حتّى مع أفضـل أنـواع المجـاهر (الميكروسكوبات) microscopes. فبلّورة الألماس على سبيل المثال، تُعرّف بأنّها جُزيء واحد، حيث ترتبط ذرّات الكربون في الألماس معًا في هيئة تركيب تساهميّ شبكيّ covalent network. في هذا التّركيب ترتبط كلّ ذرّة بالذّرّات المجاورة لها في هيئة شبكة مترابطة. وفي الألماس، ترتبط كلّ ذرّة كربون بأربع ذرّات كربون أخرى، وهذا التّرتيب الرّباعيّ الأوجه المنتظم يكوّن نظامًا بلّوريًّا شديد التّرابط، ودرجة انصهاره مرتفعة جدًّا. وتعدّ هذه التّراكيب التّساهميّة الشّبكيّة الصّلبة قويّة جدًّا، وغير موصلة للحرارة والكهرباء بشكل عام، وشديدة الصّلابة، مقارنة بالموادّ الصّلبة الجزيئيّة.

تسمّى الأشكال المختلفة للعنصر نفسه المتآصلات Allotropes. يوضح الشّكل 2-54 أربعة متآصلات لعنصر الكربون، حيث اكتُشف عام 1985م الجُزيء الكروي C_{60} المسمّى «كرة بوكي»، وهو أحد الأمثلة على الفولرين. يُستخدم شكل آخر للكربون، ألا وهو الجرافيت، بصفته مادّة تشحيم جافّة، لأنّ الذّرّات داخله منظّمة في هيئة صفائح ينزلق بعضها فوق بعض بسبب ضعف القوى بين طبقات الجرافيت نفسها. والجرافيت موصل جيّد للكهرباء؛ لأنّ كلّ ذرّة كربون فيه تكوّن ثلاث روابط تساهميّة فقط مع ذرّات الكربون الأخرى، ممّا يجعل لكل ذرة كربون إلكترون حر واحد يساهم في توصيل الكهرباء. أمّا أنابيب الكربون النّانويّة، فتعدّ أقوى الألياف المعروفة؛ فهي أقوى بمرّات عدّة من الفولاذ.



الشّكل 2-54 متآصلات الكربون.

يشكّل الكربون والسّيليكون أكثر الموادّ التّساهميّة الشّبكيّة انتشارًا، إذ يعد ثاني أكسيد السيليكون من أهم مركبات السيليكون وهو من المركبات التساهمية الشبكية التي تدخل في تركيب الكوارتز والزجاج و اللذين يشتركان في خصائص متشابهة من الصّلابة والهشاشة والشفافيّة.



الشّكل 2-55 الكوارتز والزجاج المواد الصلبة الشبكيّة التساهميّة.

الفلزّات

ما هي بعض خصائص الفلزّات التي تجعلها مختلفة عن المواد التساهمية (الشمع)، أو المواد الأيونية (بلورات الملح)؟

ناقش الخصائص الفيزيائية للفلزّات، فهي تتّصف بالقوة والصلابة والليونة والتوصيل القوي للكهرباء وقابلية السحب والمرونة ودرجات الانصهار المرتفعة وسوى ذلك.

كيف نفسّر مثل تلك الخصائص من حيث قوى الترابط؟

قوى الترابط الداخلية في الفلزّات هي الروابط الفلزّية. وتأتي الليونة من حقيقة أن الأيونات يمكن أن تتحرّك من دون كسر الروابط، بسبب بحر الإلكترونات. قدّم مفهوم هياكل عديدة البلّورات. ادعُ الطلاب إلى ذكر استخدامات المواد الفلزّية في حياتنا اليومية، بسبب تلك الخصائص. من الأمثلة على ذلك، استخدام النحاس في الكابلات الكهربائية لتوصيله القوي للتيار الكهربائي، ومرونته، وقابليته للسحب.

الوحدة 2: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

القوى الجزيئيّة الداخليّة: ٣- الفلزّات

للفلزّات خصائص مميزة، كونها صلبة، ولكنّها قابلة للطرق malleable والسحب Ductile، حيث تكون قابلة للتشكيل والانحناء من غير أن تتكسر أو تتشوّه. أمّا الهشاشة Brittle فهي خاصّيّة معاكسة لقابلية الطرق والسحب. فالزجاج مثلًا مادّة هشّة، إذ تتكسر بشكل سريع عند ثنيها بقوة، في حين أن الألومنيوم مادّة غير هشّة قابلة للطرق والسحب، ويمكن ثنيها بقوة من غير أن تتكسر. وتُعزى قابلية الفلزات للطرق والسحب إلى الرّابطة الفلزّية، وإلى التّرتيب الذّرّيّ المنتظم داخل الفلزّ. حيث يمكن لأي طبقةٍ من الذّرّات في الفلزّ التحرّك والانزلاق فوق بقيّة الطّبقات بسهولة، من دون مقاومة أو كسر للرّوابط عند تعرضها لقوة خارجية. وتذكر أن الرّوابط الفلزية تتكوّن نتيجة وجود بحر من الإلكترونات حرة الحركة بأي ذرّة فلزيّة يمكنها أن تتجاذب مع الأيونات الموجبة لذرّات هذا الفلزّ.

إلكترون
أيون
الحالة الأوّليّة
حالة معاد تشكيلها

الشّكل 2-56 تتيح الرّوابط الفلزية إعادة تشكيل الفلزات من دون أن تكسر الرّوابط الكيميائيّة الّتي بين الذّرّات.

تُعزى قوّة الفلزات إلى حقيقة أن الأيونات عند تكوّنها تُحدث فراغًا، يُملأ على الفور بالإلكترونات السّالبة؛ ممّا يؤدّي إلى انجذاب الأيونات إلى مكانها السابق. فعندما يُثنى الفلزّ، تنزلق الذّرّات المتجاورة مع الحفاظ على المسافة نفسها بين الأيونات. وتتيح الإلكترونات المتحرّكة للروابط بالتحرُّك، وإعادة التشكل بين الذّرّات بسهولة في أثناء عمليّة التشكيل، حيث يمكن أن تكون إعادة التشكيل غير منتظمة، مثل الطرق على مسمار أو برغي باتجاهات مختلفة. ويمكن أن تكون إعادة التشكيل منتظمة بحيث تُستخدم الموادّ المعاد تشكيلها في البناء والصناعات المختلفة. انظر **الشّكل 2-57**.

a
b
c

الشّكل 2-57 (a) يمكن أن تنثني الفلزّات ويعاد تشكيلها بطريقة غير منتظمة.
(b) يمكن أن تنثني الفلزّات ويعاد تشكيلها بطريقة منتظمة، بحيث يمكن الإفادة منها في البناء والصناعات المختلفة.
(c) فلزّات معاد تشكيلها للاستخدام في الصّناعات المختلفة.

96

المقارنة بين خصائص المواد المختلفة

عدِّد أنواع قوى الترابط.

قوى الترابط هي: الأيونية والتساهمية والفلزّية والرابطة الهيدروجينيةوقوى ثنائي القطب – ثنائي القطب وقوى لندن التشتّتية.

كلّف الطلاب وصف كل منها، وإعطاء أمثلة على مُركَّبات منها. أي نوع من الموادّ له أدنى درجة غليان؟ ولماذا؟

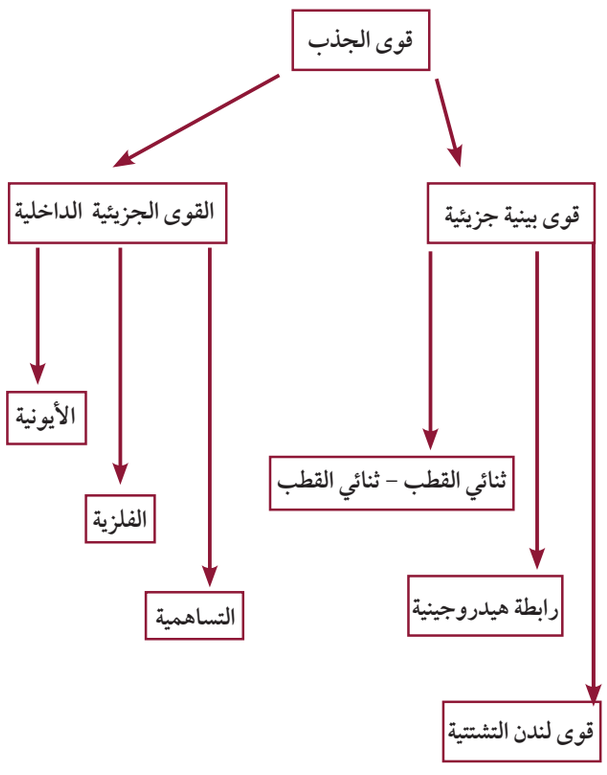
يمكن أن تكون أي مادة. على سبيل المثال: الشمع، حيث المصدر الوحيد للقوى الجزيئية البينية فيه هي قوى لندن التشتّتية الضعيفة.

أي المواد هي الأقسى، أي الأصعب على الخدش؟ ولماذا؟

الألماس هو المادة الأقسى والأصعب على الخدش، لأن كلًّا من ذرّاته مرتبطة بروابط تساهمية مع أربع ذرّات أخرى بتركيب شبكي. فمن الصعب كسر أربع روابط لإزاحة ذرّة واحدة، وخدش سطح الألماس.

أي نوع من المواد صلب، ولكنه هش، ولديه درجة انصهار مرتفعة جدًا؟ لماذا؟

يمكن أن تكون أي مادة أيونية، مثل بلّورات الملح. إذ تعطي قوى الارتباط الشديد، بين الأيونات السالبة والأيونات الموجبة في التركيب البلّوري للبلورات الأيونية، خصائص معيّنة، منها الصلادة وسرعة الكسر عند الانحناء، ودرجات الانصهار المرتفعة. والعزل للحرارة والتيار الكهربائي.



الدرس 2-3: القوى الجزيئيّة البينيّة

المقارنة بين خصائص المواد المختلفة

تمتلك الموادّ المختلفة خصائص فيزيائيّة مميزة تعكس نوع الروابط داخلها و شدة القوى بين جزيئاتها.

	نوع الرّابطة	أمثلة	الحالة عند درجة حرارة الغرفة	خصائصها النموذجيّة
قوى جزيئيّة داخليّة	التّساهميّة البسيطة	غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2، البروم Br_2 السّائل، اليود (I_2) الصّلب	صلبة أو سائلة أو غازيّة	درجات انصهار منخفضة نسبيًّا لا توصل الكهرباء
	تساهميّة شبكيّة	أنابيب الكربون النانوية، زجاج، الماس	صلبة	قويّة جدًّا، صلبة، درجة انصهارها مرتفعة لا توصل الكهرباء ما عدا الجرافيت
	فلزيّة	فولاذ، نحاس، ذهب	صلبة	قويّة، قابلة للطّرق والسّحب، موصلة جيّدة للكهرباء، درجة انصهارها مرتفعة
	أيونيّة	أملاح معدنيّة، ملح الطّعام	صلبة	صلبة وهشّة وبلّوريّة، درجة انصهارها مرتفعة، عازلة للكهرباء في الحالة الصلبة ولكنّ محاليلها ومصاهيرها توصل التّيار الكهربائيّ
قوى جزيئيّة بينيّة	ثنائيّة القطب- ثنائيّة القطب والرّابطة الهيدروجينيّة	ماء، سكّر	صلبة أو سائلة أو غازيّة	درجات انصهارها متوسّطة. المواد السائلة منها مذيبات قطبيّة، عازلة للكهرباء بشكل عام.
	قوى لندن التّشتّتيّة	زيت، شمع، زبدة	صلبة أو سائلة أو غازيّة	درجات انصهارها منخفضة. المواد السائلة منها تكون مذيبات غير قطبيّة عازلة للكهرباء

97

الرّوابط الفلزيّة

تختلف الرّابطة الفلزيّة النّقية تمامًا عن الرّابطة التّساهميّة والرّابطة الأيّونيّة. عندما تجتمع ذرّتا صوديوم معًا، فإنّ إلكترون التّكافؤ الوحيد لكلّ منهما، والذي يقع في أفلاك (3s) لكلّ ذرّة، يتشارك في حيّز، ويكوّن رابطة مشابهة للرّابطة التّساهميّة.

والفرق هو أنّ كلّ ذرّة صوديوم تكون أيضًا على ارتباط بثماني ذرّات صوديوم أخرى. وتمتدّ المشاركة بالإلكترونات إلى تلك الذّرّات الثّماني أيضًا. كما أنّ كلّ ذرّة من تلك الذّرّات الثماني تكون على ارتباط بثماني ذرّات أخرى، وهكذا، إلى أنّ تتشارك الذّرّات الموجودة في فلز الصّوديوم جميعها في أفلاك (3s) المتداخلة. ذلك أن إلكترونات (3s) تكون غير متمركزة تمامًا، وتمتلك حرّيّة الحركة في جميع أنحاء الفلزّ. ويمكن أن نعبِّر مجازيًّا بالقول إن أيّونات الفلزّ الموجبة تقع في «بحر» من الإلكترونات حرة الحركة.

اطرح السؤال الآتي: ماذا يحدث إذا كان الفلزّ هو المغنيسيوم الذي يمتلك إلكترونين ($3s^2$)، بدلاً من إلكترون واحد كالصوديوم.

هناك ضعف عدد الإلكترونات في بحر الإلكترونات حول الأيونات الموجبة، والأيونات تمتلك شحنة مقدارها (2+) بدلاً من (1+).

سل الطلاب:

– أي فلزٍّ هو الأكثر قساوة: فلزّ المغنيسيوم أم فلزّ الصوديوم؟

الرّوابط الفلزيّة الموجودة في فلزّ المغنيسيوم أقوى ممّا هي عليه في الصوديوم؛ لأنّ أيونات المغنيسيوم تمتلك شحنة مقدارها 2+، وتمتلك أيضًا ضعف عدد الإلكترونات الحرّة الحركة.

– أي فلزّ لديه درجة انصهار أعلى: فلزّ المغنيسيوم أم فلزّ الصوديوم؟ **إن درجة انصهار المغنيسيوم أعلى كثيرًا من درجة انصهار الصّوديوم، لأن الروابط الفلزّية في المغنيسيوم هي الأقوى.**

– ماذا تستنتج؟ **تؤثر قوة الرابطة الفلزّية في الفلزّات على الخصائص الفيزيائية للفلزّات.**

– ما الفرق الرّئيسي بين الرّوابط الأيّونيّة والرّوابط الفلزّية؟ **تكون الإلكترونات متمركزة في الرّابطة الأيّونيّة، وغير متمركزة في الرّوابط الفلزّية.**

الوحدة 2: الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

الرّوابط الفلزيّة

الصّوديوم النّقيّ عبارة عن فلز ليّن لونه أبيض مائل إلى الفضّيّ، وهو صلب في درجة حرارة الغرفة، وموصل جيّد للتّيّار الكهربائيّ، مثل الفلزّات جميعها، وتوزيعه الإلكترونيّ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. فعندما تجتمع ذرّتا صوديوم معًا، فإنّ إلكترون التّكافؤ الوحيد لكلّ منهما والموجود في أفلاك (3s) لكلّ ذرّة يتشارك بحيّز ويكوّن رابطة مشابهة للرّابطة التّساهميّة.

والفرق هو أن كلّ ذرّة صوديوم تكون أيضًا على ترابط مع ثماني ذرّات صوديوم أخرى، ويمتدّ التّشارك بالإلكترونات إلى تلك الذّرّات الثّماني أيضًا، كما أن كلّ ذرّة من تلك الذّرّات الثماني تكون على ترابط مع ثماني ذرّات أخرى، وهكذا، إلى أن تشارك الذّرّات الموجودة في الصّوديوم جميعها أفلاك (3s) المتداخلة. فإلكترونات (3s) تكون غير متمركزة تمامًا، وتمتلك حرّيّة الحركة في جميع أنحاء الفلز، كما يبيّن الشّكل 60-1.

أيون Na^+
إلكترون تكافؤ موجود في 3s
درجة الانصهار = 98°C

الشّكل 60-1 إلكترونات التّكافؤ في الفلز تكوّن بحرًا متحرّكًا بين الأيونات، وتكون الإلكترونات حرّة الحركة وغير مرتبطة بأيّ ذرّة مفردة أخرى.

الرابطة الفلزية Metallic bond هي رابطة كيميائية تنتج عن قوى التجاذب بين الأيونات الموجبة والإلكترونات السالبة داخل البلورة الفلزية. في الرّابطة الفلزيّة، ينجذب كلّ أيون فلز إلى الإلكترونات القريبة جميعها، وكلّ إلكترون ينجذب أيضًا إلى الأيونات القريبة جميعها. وكلّما كان هناك المزيد من إلكترونات التّكافؤ، فإنّ الرّابط يصبح أقوى. يحتوي فلز المغنيسيوم على إلكتروني تكافؤ، لذلك سيكون هناك ضعف عدد الإلكترونات لكلّ أيون عمّا هو موجود في الصّوديوم، وتكون قيمة الشّحنة الموجودة على كلّ أيون مغنيسيوم تساوي الضّعف أيضًا. يبيّن الشّكل 61-1 بحر الإلكترونات في فلز المغنيسيوم.

أيون Mg^{2+}
إلكترونا تكافؤ موجودان في 3s
درجة الانصهار = 650°C

الشّكل 61-1 يمتلك المغنيسيوم ضعف الإلكترونات غير المتمركزة عمّا هي في الصّوديوم، وضعف قيمة الشّحنة الأيّونيّة أيضًا، ممّا يجعل الرّابطة الفلزيّة في المغنيسيوم أقوى ممّا هي عليه في الصّوديوم.

الرّوابط الفلزيّة الموجودة في فلز المغنيسيوم أقوى ممّا هي عليه في الصّوديوم؛ لأن أيونات المغنيسيوم تمتلك شحنة مقدارها 2+، كما تمتلك ضعف عدد الإلكترونات الحرّة الحركة، وهذا هو السّبب في أن درجة انصهار المغنيسيوم أكبر بكثير من درجة انصهار الصّوديوم. فالعناصر الّتي تمتلك إلكترونات تكافؤ أكثر في المقابل، مثل عنصر الحديد، ستمتلك روابط أقوى، وستكون درجات انصهارها أعلى، وتكون أكثر قساوة أيضًا.

98

تقويم الدّرس 2-3

الإجابات

1. يمتلك الماء كتلة مولية مقدارها (18 g/mol)، ويمتلك الميثان كتلة مولية مقدارها (16 g/mol)، ودرجة غليان الميثان (162.5°C –). لِمَ تختلف درجتا غليانهما بشكل كبير، بالرغم من أن كتلتيهما الموليتين متقاربتان؟

جُزيئات الماء قطبية وتشكّل روابط هيدروجينية مع أربع جُزيئات ماء مجاورة. أما جُزيئات الميثان فهي جُزيئات غير قطبية، وبالتالي تربط بينها قوى لندن التشتتية الأضعف من الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء.

2. حدِّد أيّ من المركّبات أدناه يمكنها تكوين رابطة هيدروجينيّة، ثم فسِّر لم لا تكوِّن المركّبات الأخرى رابطة هيدروجينيّة.

a. C_2H_6
b. HCN
c. CH_3NH_2
d. HCl
e. $CH_3CH_2CH_2OH$
f. CH_3OCH_3
g. H_2S
h. HF

a. لا يشكِّل C_2H_6 روابط هيدروجينية لعدم ارتباط الهيدروجين بذرّة ذات سالبية كهربائية عالية.

b. لا يشكِّل HCN روابط هيدروجينية، لعدم ارتباط الهيدروجين بذرّة ذات سالبية كهربائية عالية.

c. يشكِّل الجُزيء CH_3NH_2 روابط هيدروجينية، لأن الرابطة H-N رابطة قطبية ولارتباط ذرة الهيدروجين بذرة ذات سالبية كهربائية عالية (N).

d. لا يشكّل حمض الهيدروكلوريك HCl روابط هيدروجينية لعدم ارتباط الهيدروجين بذرّة ذات سالبية كهربائية عالية.

e. يشكِّل الجُزيء $CH_3CH_2CH_2OH$ روابط هيدروجينية، لارتباط ذرة الهيدروجين بذرة عالية السالبية الكهربائية (O). كما أن جميع الكحولات جُزيئات قطبية.

f. لا يشكِّل CH_3OCH_3 روابط هيدروجينية، لعدم ارتباط ذرّة الأكسجين بذرّة هيدروجين مباشرة.

g. لا يشكِّل H_2S روابط هيدروجينية، لعدم ارتباط الهيدروجين بذرّة ذات سالبية كهربائية عالية.

h. يُشكِّل جُزيء HF روابط هيدروجينية، لأن ذرّة الهيدروجين ترتبط بذرة ذات سالبية كهربائية عالية (F).

تقويم الدّرس 2-3 — الإجابات

3. رتِّب المركّبات الآتية وفقًا للقوى بين الجُزيئات من الأضعف إلى الأقوى.

CH_4، H_2S، H_2O، $NaC\ell$

الأقوى NaCl - H_2O - H_2S - CH_4 الأضعف

حيث H_2S غير قطبي، وH_2O قطبي، وكلوريد الصوديوم أيوني. وهذا ما يفسِّر المُركَّبات الثلاثة. أما اليود، فله درجة غليان مرتفعة، لأن هناك العديد من الإلكترونات وقوى لندن التشتتية، التي تصبح أقوى، عندما يكون هناك الكثير من الإلكترونات.

4. أعط أمثلة على مواد تكون فيها القوى بين الجزيئات لندن تشتتية ، ثنائية القطب.

أمثلة على مواد تكون فيها القوى بين الجزيئات لندن تشتتية :
الزيوت و الهيدروكربونات و الغازات ثنائية الذرة.
أمثلة على مواد تكون فيها بين الجزيئات ثنائية القطب :
كلوريد الهيدروجين و بروموميثان والكلوروفورم

5. أعط تفسيرًا كيميائيًا لاعتبار الألماس أكثر الموادّ المعروفة قساوة.

قوى الترابط هي روابط تساهمية شبكية. وترتبط كل ذرّة كربون بأربع ذرّات كربون محيطة.

6. أي من الآتي يُرجَّح أن تكون له أعلى درجة غليان؟

a. غاز نبيل نقي، مثل النيون.

b. مادّة قطبيّة، مثل الميثانول.

c. مركّب هيدروكربوني خفيف وغير قطبيّ، مثل الميثان.

d. مركّب أيّونيّ، مثل ملح الطعام.

d. مركّب أيوني مثل ملح الطعام.

7. ما الفرق بين الشبكة البلوريّة الأيّونيّة، والتركيب التساهميّ الشبكي؟

تكون الروابط متمركزة في بنية التركيب التساهمي الشبكي، ولكنها لا تكون متمركزة في الشبكة البلّورية الأيونية.

8. الموادّ الأيّونيّة تميل إلى امتلاك خصائص فيزيائيّة متشابهة. ابحث عن مثالين لمركبين أيّونيين، ثم صف خصائصهما الفيزيائيّة الشّائعة.

يكوِّن كلوريد الصوديوم بلّورات مكعَّبة الشكل، ودرجة انصهاره (801°C) ودرجة غليانه (1465°C). يكوِّن يوديد البوتاسيوم أيضًا بلّورات مكعَّبة الشكل، ودرجة انصهاره (681°C)، ودرجة غليانه هي (1330°C).

تقويم الدّرس 2-3

الإجابات

9. ما الفرق بين القوى الثنائيّة القطب الدّائمة، والقوى الثنائيّة القطب اللحظيّة، مثل تلك الّتي تؤدّي إلى تكوين قوى لندن التّشتّتيّة؟

يتكوّن ثنائي القطب الدائم نتيجة وجود رابطة تساهمية قطبية. ولكن يكون ثنائي القطب اللحظي أضعف. يتشكّل ثنائي القطب اللحظي ويختفي آلاف المرّات في كل ثانية.

10. تكون قطرات الماء على شكل دائريّ على سطح ورقة الشجر. فسّر ذلك؟

التوتر السطحي الناتج من الروابط الهيدروجينية يعمل على جعل قطرات الماء دائرية.

11. أيّهما أعلى درجة غليان: فلوريد الهيدروجين أم كلوريد الهيدروجين؟

فلوريد الهيدروجين مركّب لديه روابط هيدروجينية (درجة غليانه $19.5^{o}C$) لذلك لديه درجة غليان أعلى من كلوريد الهيدروجين (درجة غليانه $-85^{o}C$)، الذي لا يكوّن روابط هيدروجينية بل تربط بين جزيئاته قوى ثنائي القطب- ثنائي القطب وهي أضعف من الرابطة الهيدروجينية.

إعادة تدريس

غالبًا ما يخلط الطلاب بين القوى الجزيئية البينية وقوى الروابط. ويشكّل هذا الأمر تحدّيًا. يجب أن يعلم الطالب أن القوى الجزيئية الداخلية في المواد الأيونية والفلزّية والتساهمية الشبكية هي قوى الروابط الكيميائية نفسها.

- اطرح السؤال الآتي: «ما الذي نعدُّه قوى جُزيئية بينية؟».
- نعدّ أي قوّة تعمل على إبقاء جُزيئات المادة في الحالة الغازية، أو السائلة أو الصلبة، قوة جُزيئية بينية.
- صمّم بطاقات عليها مُركَّبات محدَّدة تبيّن الأنواع المختلفة للقوى الجُزيئية البينية. مرّرها على الطلاب، وادعُ كل مجموعة إلى اقتراح تفسير شفهي للقوة التي تبقي المادة متماسكة في المُركَّب الموجود معهم. ومن الأمثلة على ذلك الزبدة والزيت والملح والسكّر والخرسانة. احرص على البحث عن نوع القوة قبل استخدام تلك الأمثلة مع الطلاب.

إثراء

1. كلِّف الطلاب البحث عن «الفلورين Fullerene»، وبناء نموذج له، لعرضه على الصف.
2. يختلف شكل الثلج البلّوري باختلاف الضغط. ادعُ الطلاب إلى البحث عن الثلج السابع VII ومختلف أشكال الثلج الأخرى.
   a. ما هو الشكل البلّوري؟
   b. عند أي درجة حرارة وضغط، يوجد هذا الشكل من الجليد؟
   c. ما هي كثافته مقارنة بكثافة الثلج العادي؟
   d. ما عدد أنواع الثلج المختلفة التي جرى اكتشافها؟
3. كلِّف الطلاب بناء نماذج ثلاثية الأبعاد لبعض شبكات برافيس Bravis lattices، وهي سبعة أنماط بلورية فريدة موجودة في المواد الأيونية، كالمعادن.

ملاحظات

اختيار من متعدد

1. أيّ العبارات الآتية صحيحة؟

a. للّيثيوم سالبيّة كهربائيّة أقلّ من الأكسجين.

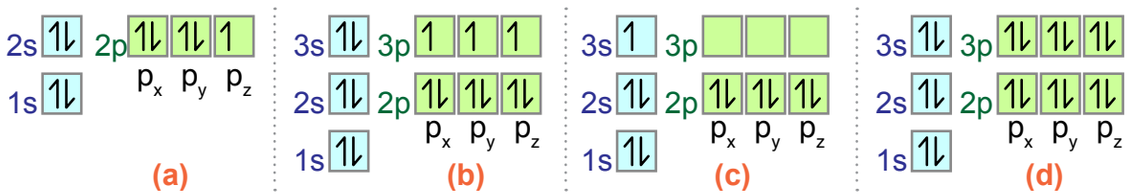
b. السّالبيّة الكهربائيّة للكربون أقلّ من السّالبيّة الكهربائيّة للمغنيسيوم.

c. السّالبيّة الكهربائيّة للكلور أعلى من السّالبيّة الكهربائيّة للفلور.

d. السّالبيّة الكهربائيّة للغازات النّبيلة هي الأعلى في الجدول الدّوريّ.

a. للّيثيوم سالبيّة كهربائيّة أقلّ من الأكسجين.

2. أيّ من المخطّطات أدناه تمثّل العنصر ذا السّالبيّة الكهربائيّة الأعلى؟ **المخطّط (a)**



3. إذا علمت أن الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة بين ذرّتين = (0.9)، فما نوع الرّابطة الكيميائيّة المتكوّنة بينهما؟

a. أيّونيّة

b. تساهميّة غير قطبيّة

c. تساهميّة قطبيّة

d. فلزّيّة

c. تساهميّة قطبيّة

4. ما سبب وجود ذرّات الهيدروجين الأربع عند الزوايا الأربع في الميثان الرباعيّ الأوجه؟

a. أنّ هذا هو أبسط شكل بأربعة أوجه.

b. وجود أربع زوايا متساوية تبلغ كلّ منها (109) درجات.

c. أنّ رباعيّ الأوجه يمتلك أعلى نسبة بين السطح والحجم.

d. هذا الشكل يجعل أزواج الإلكترونات متباعدة قدر الإمكان، لتكوين جزيء مستقر.

d. هذا الشكل يجعل أزواج الإلكترونات متباعدة قدر الإمكان، لتكوين جزيء مستقر.

5. أيّ من المجسّمات الآتية قد يمثّل شكل جُزيء الفورمالدهيد، CH_2O؟ **الشّكل (b)**

(a) (b) (c) (d)

6. تحتوي الرّابطة التّساهميّة الثّلاثيّة على:

a. ثلاثة إلكترونات في روابط سيجما.

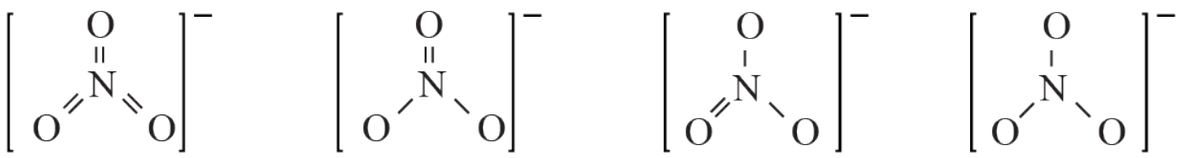
b. ثلاثة أزواج من الإلكترونات في روابط سيجما.

c. زوجين من الإلكترونات في روابط سيجما، وزوج واحد في الرّابطة باي.

d. زوج واحد من الإلكترونات في رابطة سيجما، وزوجين من الإلكترونات في رابطتي باي.

d. زوج واحد من الإلكترونات في رابطة سيجما، وزوجين من الإلكترونات في رابطتي باي.

7. أيّ من العبارات الآتية صحيحة عن أشكال أيّون النّيترات (NO_3^-) المبيّنة أدناه؟



(a) (b) (c) (d)

a. الخياران (b) و (c) هما شكلا رنين.

b. الخياران (a) و (d) هما شكلا رنين.

c. جميع الخيارات الأربعة هي أشكال رنين.

d. ليس أيّ من الخيارات الأربعة هو شكل رنين.

a. الخياران (b) و (c) هما شكلا رنين.

8. أي الحقائق الآتية سببها الأساسي وجود قوى لندن التشتّتية؟

a. إسالة غاز الهيليوم عند درجة (–269°C).

b. ارتفاع درجة انصهار الموادّ الأيّونيّة الصّلبة.

c. قوّة أنبوب الكربون النّانويّة شديدة جدًّا.

d. يكون الماء في الحالة الصّلبة أقل كثافة من الماء في الحالة السائلة.

الدّرس 2- 1: السّالبيّة الكهربائيّة

9. أيّ مجموعة من الجدول الدّوريّ تحتوي على العناصر الّتي تمتلك السّالبيّة الكهربائيّة الأعلى؟

المجموعة 17 الهالوجينات.

10. ما نوع الرّابطة المتكوّنة بين المغنيسيوم والفوسفور؟ فسِّر إجابتك.

الفرق في السالبية الكهربائية بين Mg و P تساوي (0.88)؛ وبالتالي ستكون الرابطة تساهمية قطبية.

11. اذكر اختلافين بين الرّوابط الأيّونيّة والتّساهميّة.

تنتقل الإلكترونات عند تكوين الروابط الأيونية. بينما تتشارك الإلكترونات عند تكوين الروابط التساهمية.

12. هل يذوب البنزين في الماء؟ علل اجابتك.

لا، لأن الماء مادة قطبية، والبنزين مادة غير قطبية.

***13.** أعطِ مثالاً على جُزيء غير قطبيّ يحتوي، على الأقلّ، على رابطة قطبيّة واحدة، ثمّ اشرح سبب عدم قطبية هذا الجزيء.

رابطة C-O في ثاني أكسيد الكربون رابطة تساهمية قطبية، ولكن الجُزيء غير قطبي، لأنه متماثل، ولأن ثُنائي القطب في الرابطتين C-O القطبيتين يلغي أحدهما الآخر.

***14.** اشرح معنى المصطلح «ثنائيّ القطب»، وأعطِ مثالًا عليه.

تنجذب الجزيئات القطبية إلى بعضها البعض وكأنها مغناطيس ذو قطبين، بسبب التوزيع غير المتكافئ لشحناتها فيتولّد ثنائي القطب وذلك لوجود شحنات متضادة، لكن متساوية في الشدة، تفصل بينهما مسافات قصيرة. مثال الشحنة المتكونة بين الهيدروجين والكلور في جُزيء كلوريد الهيدروجين.

15. فسر قد يكون للمركبات الأيونية خصائص تساهميّة كذلك قد يكون للمركبات التساهمية خصائص أيونية.

لا يمكن الحكم على أي رابطة بأنها أيّونيّة أو تساهميّة بشكل مطلق، لأنّ نوع الرّابطة المتكوّنة يتوقّف على قوّة جذب الذّرّة للإلكترونات نتيجة فرق السالبية الكهربائية بين الذرات المشاركة في تكوين المركب، ويمكن تقدير الطّابع الأيّونيّ باحتساب فرق السّالبيّة الكهربائيّة بين العنصرين.

16. يبيّن الجدول الآتي درجات الغليان والانصهار لموادّ عدّة وبعض خواصها الفيزيائيّة. بناءً على هذه البيانات، ما المواد الّتي تحتوي على الأرجح:

المادّة	درجة الغليان(°C)	درجة الانصهار (°C)	الخصائص الفيزيائيّة
المادّة a	-65	-88	غير مرنة وغير قابلة للسّحب والطّرق
المادّة b	72	-10	غير مرنة وغير قابلة للسّحب والطّرق
المادّة c	2850	1250	غير مرنة وغير قابلة للسّحب والطّرق
المادّة d	3025	1400	مرنة وقابلة للسحب والطرق

a. روابط تساهميّة غير قطبيّة؟

b. روابط تساهميّة قطبيّة؟

c. روابط فلزّية؟

d. موادّ أيّونيّة؟

المادة a: هي على الأرجح التي تحتوي على روابط تساهمية غير قطبية، لأن لديها درجة غليان منخفضة جدًّا.

المادة b: هي على الأرجح التي تحتوي على روابط تساهمية قطبية، لأن لديها درجة غليان منخفضة نسبيًّا.

المادة d: هي على الأرجح التي تحتوي على روابط فلزّية، لأن لديها درجة الغليان الأعلى، وهي مرنة وقابلة للطرق والسحب.

المادة c: هي التي على الأرجح التي تحتوي على روابط أيونية، لأن لديها درجة غليان مرتفعة نسبيًّا ولكنها غير مرنة وغير قابلة للسحب.

17. رتّب القوى الآتية من الأضعف إلى الأقوى. عند الظروف نفسها.

a. الروابط الأيّونيّة.

b. الروابط الهيدروجينيّة.

c. قوى لندن التشتّتية.

d. الروابط الفلزية.

e. الروابط التساهميّة الشّبكيّة

c. قوى لندن التشتّتية.

b. الرّوابط الهيدروجينيّة.

d. الرّوابط الأيونية.

a. الرّوابط الفلزية.

e. الرّوابط التساهميّة الشبكيّة.

18. سمِّ مركّبًا أيونيًّا واحدًا، ومركّبًا قطبيًا واحدًا، ومركّبًا واحدًا غير قطبيّ، يحتوي كلّ منها على عنصر الهيدروجين. أعطِ مثالًا على وجود هذا المركّب في الطّبيعة، أو على استخدامه في أحد الأنشطة البشرية.

المركَّب الأيوني هو بيكربونات الصوديوم $NaHCO_3$، والمعروف أيضًا باسم صودا الخبز. يستخدم هذا المركَّب في الغذاء. والمركَّب القطبي هو الماء (H_2O)، وهو ضروري لجميع الكائنات الحية، ويشكِّل عادة 70 % من كتلة جسم الكائن الحي. والمُركَّب غير القطبي هو الميثان (CH_4)، وهو أهم مكوّنات الغاز الطبيعي الذي يجري استخراجه من آبار النفط، ويستخدم كوقود. وتعتبر دولة قطر من الدول الأولى بإنتاج الغاز الطبيعي المسال.

الدّرس 2-2: الأشكال الهندسيّة للجُزيئات

***19.** صح أم خطأ: للموادّ الأيّونيّة درجات انصهار أقلّ من الموادّ التّساهميّة.

خطأ

20. ما المقصود بمصطلح «مساحة ذات كثافة إلكترونيّة»؟

منطقة في جُزيء تحتوي على كثافة أعلى من الشحنة السالبة بسبب رابطة كيميائية أو زوج حر من الإلكترونات.

21. اشرح مبدأ VSEPR.

إن التنافر الحاصل بين إلكترونات التكافؤ المحيطة بالذّرة يجعلها تتباعد إلى أقصى حد في نظام ثلاثي الأبعاد.

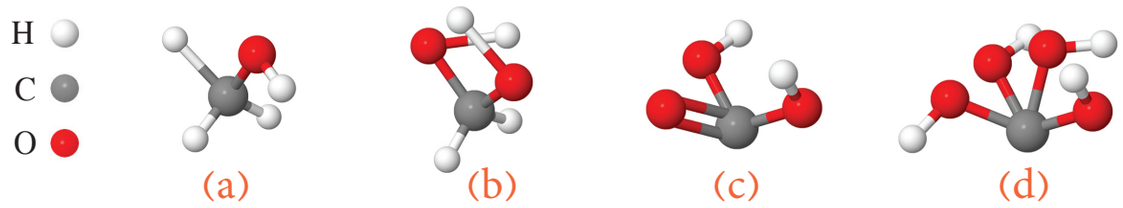
22. كم رابطة سيجما وكم رابطة باي في التساهمية الثّلاثيّة بين ذرّتيّ النّيتروجين في جزيء N_2؟

رابطة سيجما واحدة ورابطتا باي.

***23.** أنظر الى الأشكال المبينة أدناه و التي تمثل التركيب الجزيئي لبعض الجزيئات.

a. حدد الخطأ الوارد في كل شكل من الاشكال أدناه.

b. اقترح و ارسم الشكل الصحيح المتوقع.



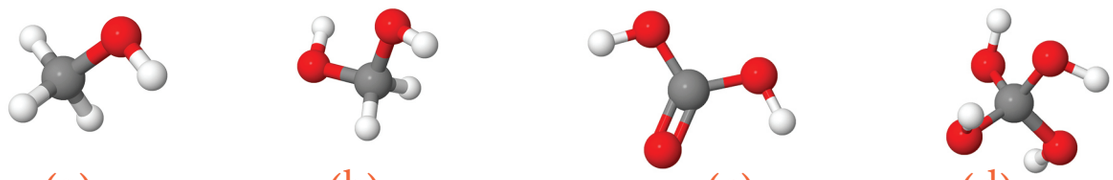
(a) (b) (c) (d)

a. يحتوي الشكل (a) على رابطة C-H أطول من الروابط الأخرى. يحتوي الشكل الصحيح (أدناه) على روابط C-H جميعها متساوية الطول.

b. يحتوي الشكل (b) على ذرَّتَي هيدروجين إحداهما إلى جانب الأخرى. وستعمل نظرية VSEPR على لف روابط O-H لجعل ذرّات الهيدروجين تتّجه متباعدة.

c. يحتوي الشكل (c) على ثلاث مناطق كثافة إلكترونية، ويجب أن يكون الشكل مثلّثًا.

d. يحتوي الشكل (d) على أربع روابط C-O. لذلك يجب أن تشكّل جزيئًا ذا شكل رباعي الأوجه.



(a) (b) (c) (d)

24. يحتوي جُزيء الأمونيا (NH_3) على ثلاث روابط تساهميّة. لماذا يمتلك الجزيء شكلًا هرميًّا ثلاثيًّا بدلًا من شكل مثلث مسطح؟

يوجد زوج واحد من الإلكترونات الحرة يتنافر مع روابط N-H الثلاث.

25*. أعطِ مثالًا على جُزيء له بنية رنين، واشرح معنى هذا المصطلح.

يحتوي جُزيء البنزين على بنية رنين، وتركيب الرنين هو بنية جزيئيّة لها الطّاقة نفسها بأشكال متعدّدة، تحتوي حلقة البنزين على ست الكترونات تكافؤ غير متمركزة تشكل ثلاث روابط باي (π) متبادلة بين ذرات الكربون.

الدّرس 2-3: القوى الجزيئيّة البينيّة

26. اعط مثالًا على مادّة صلبة ترتبط جُزيئاتها معًا بروابط قوى لندن التشتّتية.

الشمع مادة صُلبة ترتبط جزيئاته بقوى لندن التشتتية.

27. أعط مثالًا على مادّة صُلبة ترتبط جُزيئاتها معًا برابطة هيدروجينيّة.

الجليد مادة صُلبة ترتبط جزيئاته معًا بروابط هيدروجينية.

28. لماذا تكون درجة غليان الماء أعلى من درجة غليان كبريتيد الهيدروجين H_2S؟

درجة غليان الماء أعلى من درجة غليان كبريتيد الهيدروجين لأن جُزيء الماء قطبي، وتربط بين جُزيئاته روابط هيدروجينية، في حين أن جُزيء كبريتيد الهيدروجين لا تربط بين جُزيئاته روابط هيدروجينية، بل فقط قوى لندن التشتتية، وهي أضعف من قوة الرابطة الهيدروجينية، بالتالي تحتاج إلى طاقة حرارية أقل لتنتقل من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية.

***29.** أعطِ مثالين على موادّ تكون القوى الجزيئية البينية هي في الواقع روابط كيميائيّة، وبيّن نوع تلك الرّوابط.

الألماس مادة ترتبط جزيئاته معًا بروابط تساهمية شبكية. كلوريد الصوديوم مادة بلّورية أيونية ترتبط أيوناته معًا بروابط أيونية.

30. سمِّ أربعة متآصلات للكربون النّقيّ.

كرات الفوليرين، والجرافين، والألماس، وأنابيب الكربون النانوية، والجرافيت.

31. اشرح الفرق بين مصطلحَيْ «قابل للسّحب» و«هشّ».

قابل للسحب يعني أن المادة تنحني بشكل كبير قبل أن تنكسر. أما هش، فتعني أن المادة تنكسر قبل الانحناء كثيرًا.

***32.** اشرح لماذا تكون الفلزّات قابلة للسّحب، في حين تميل الموادّ الصّلبة الأيّونيّة إلى الهشاشة.

الفلزّات قابلة للسحب لأن «بحر» الإلكترونات غير المتمركزة يدور حول أيونات الفلزّ ويربطها معًا.

تستطيع أيونات الفلزّ الدوران. وفي الوقت نفسه، تدور الروابط مع الإلكترونات، بدلًا من أن تنكسر. بينما تكون إلكترونات روابط المواد الصلبة الأيونية متمركزة. لذا يجب أن تتكسر الروابط الأيونية حتى يتغيّرشكل المادة الصلبة الأيونية. تكسُّر الروابط هو ما يجعل المواد الصلبة الأيونية هشَّة.

33.* ما المقصود بعبارة «المِثل يذيب المِثل»؟

المذيبات القطبية العامة تذيب المذاب القطبي والأيوني؛ غير أنها لا تذيب المذاب غير القطبي. المذيبات غير القطبية، مثل الزيت، تميل إلى إذابة المذاب غير القطبي، ولكنها لا تذيب المواد القطبية، أوالمواد الأيونية.

34.** لا يشكّل الهيليوم أيّ روابط، وشحناته غير منفصلة. لكن وإلى يومنا هذا، يتجمّد الهيليوم في النّهاية إلى مادّة صلبة، عند درجات حرارة منخفضة للغاية.

a. ابحث في درجة حرارة انصهار الهيليوم.

b. ما القوى الّتي تجذب ذرّات الهيليوم معًا؟

c. هل قوى الجذب بين ذرّات الهيليوم المتجاورة أقوى أم أضعف من قوى الجذب بين جزيئات الماء المتجاورة؟ ولماذا؟

d. اكتب جملة واحدة تبيّن فيها سبب امتلاك الماء درجة انصهار أعلى من تلك التي للهيليوم.

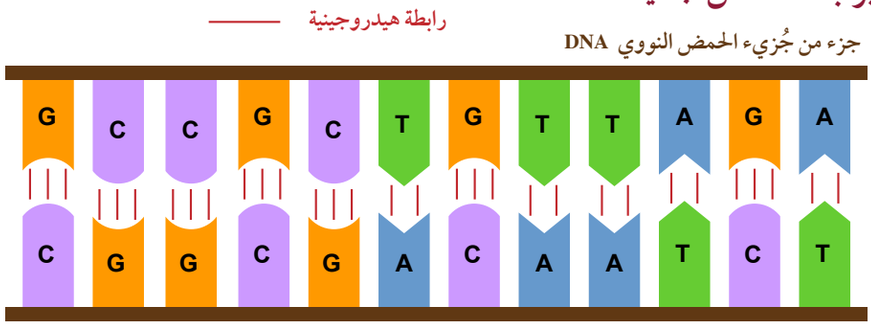
a. لا يشكِّل الهيليوم مادة صلبة عند الضغط الجوي، حتى عند درجة الصفر المطلق. تعتمد درجة انصهار الهيليوم على الضغط، وتكون حوالي 1K(-272°C) عند ضغط جوي يبلغ (25 atm).

b. ترتبط ذرّات الهيليوم معًا بقوى لندن التشتُّتية الضعيفة.

c. القوى بين ذرّات الهيليوم أضعف كثيرًا من القوى بين جزيئات الماء، لأن قوى لندن التشتتية أضعف كثيرًا من قوة الرابطة الهيدروجينية التي تربط جُزيئات الماء.

d. درجة انصهار الماء أعلى من درجة انصهار الهيليوم، لأن الرابطة الهيدروجينية بين جُزيئات الماء أقوى من قوى لندن التشتتية بين ذرّات الهيليوم.

35. اشرح باستخدام الرسم مدى أهمّيّة الرّابطة الهيدروجينيّة بتركيب جُزيء الحمض النّوويّ واستنساخه. **يحتوي جزيء الحمض النووي DNA على أزواج قاعدية على طول مركز السلَّم الملتوي في صورة لولب مزدوج. إذ تربط الروابط الهيدروجينية أزواج القاعدة معًا كما هو مبين في الشكل أدناه. ولكي يستنسخ جُزيء DNA جديد، ينفصل بواسطة عملية «الفك» على طول الروابط الهيدروجينية. وبعد عملية تكرار شريطي DNA يعودان ليرتبطا معًا من جديد.**



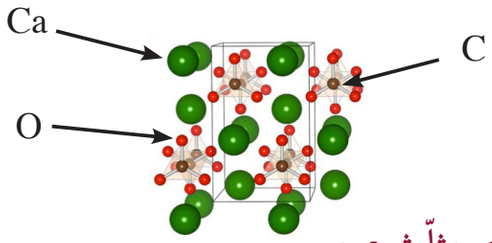
36. اشرح المعنى الكيميائيّ لمصطلح «بلّوريّ» في المركّبات الأيونيّة والمُركّبات التساهميّة الشبكيّة. **مصطلح بلّوري يعني جسيمات المادة، كأن تكون الأيونات مرتّبة في نمط منتظم، متكرِّر، ثلاثي الأبعاد.**

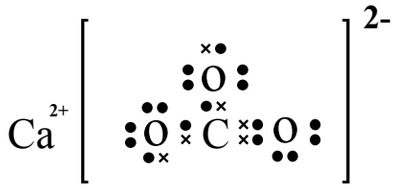
37. ابحث في بنية مركّب كربونات الكالسيوم ($CaCO_3$).

a. هل هذا المركّب أيّونيّ، أم فلزيّ، أم تساهميّ؟

مركّب أيوني، لأنه مكوّن من أيونات الكالسيوم Ca^{2+} وأيونات الكربونات CO_3^{2-}.

b. ارسم تركيب يبيّن ترتيب الذرّات في مركّب كربونات الكالسيوم.





شكل مركب كربونات الكالسيوم البلّوري مثلّث هرمي.

c. ابحث عن الخصائص الفيزيائيّة لهذا المركّب، مبيِّنًا أماكن وجوده في الطّبيعة.

الخصائص الفيزيائية لكربونات الكالسيوم، هي الآتية: كربونات الكالسيوم النقية هي بودرة بيضاء ناعمة لا رائحة لها، كثافتها (2.71 g\ml) ودرجة انصهارها (1339°C).

استخداماتها: كربونات الكالسيوم هي المكوِّن الرئيس للحجر الكلسي المعروف بالكالسيت. في حين أن كربونات الكالسيوم البلورية هي المكِّون للحجر الكريم اللؤلؤ. أما في العلاجات الطبية، فيستعمل هذا المُركَّب كمضاد للحموضة ومصدر للكالسيوم في المتمّمات الغذائية.

نموذج تقييم المشروع

سلّم علامات تقديري لمشروع بحثي عن المركب كربونات الكالسيوم	العلامة
المحتوى	
يحدّد العناصر المكوِّنة لمركّب كربونات الكالسيوم، من خلال كتابة الصيغة الكيميائية بطريقة صحيحة . يحدّد نوع المُركّب كمركب أيوني، معلّلًا سبب اختياره. عليه أن يذكر أن هذا المُركّب مكوّن من أيونات. أيون الكالسيوم الموجب الشحنة وهو ناتج عن فلزّ الكالسيوم، الذي لديه قدرة على فقدان إلكترونين اثنين ليكوّن أيون الكالسيوم Ca^{2+} يحدّد أيضًا السالبية الكهربائية لهذا العنصر . كما يحدّد أيون الكربونات CO_3^{2-} المتعدِّد الذرّات.	2
يكتب تركيب لويس النقطي لمركّب كربونات الكالسيوم بشكل صحيح . كما يبحث عن تركيبات هذا المركّب البلّورية الموجودة في الطبيعة، مثل الكالسيت والأغرينيت، ويضع صورًا واضحة لها، مبيّنًا الفرق في الشكل الهندسي لكل منها.	3
يذكر على الأقل ثلاث خصائص فيزيائية لمركّب كربونات الكالسيوم (كثافة، درجة انصهار، لون، حالة عند درجة حرارة الغرفة ....) يذكر على الأقل ثلاثة استخدامات لهذا المُركب في حياتنا اليومية، والصناعية ويذكر أماكن وجود هذا المركّب في الطبيعة .	3
يكتب تركيب لويس النقطي فقط	1
يذكر استخدامًا واحدًا أو خاصة فيزيائية واحدة للمُركّب $CaCO_3$	1
التنظيم	
تكون هناك أفكار متعددة متعلقة بالحقائق ومرتّبة بشكل منطقي، ومدعّمة بأمثلة متعدِّدة. وتكون النقاط المفاهيمية الرئيسة صحيحة، كذلك يستطيع القارئ تتبّع خط متّسق من التعليل بشكلٍ منطقي.	5
تكون إحدى الأفكار الجوهرية أو إحدى الحقائق على الأقل مرتّبة بشكل منطقي، ومدعَّمة بأمثلة متعدِّدة، ولا وجود لأخطاء مفاهيمية. كذلك يستطيع القارئ تُتبّع خط متّسق من التعليل بشكل منطقي.	3
تكون الحقائق مذكورة من غير دليل واضح، ولا مثال، وترد أخطاء مفاهيمية كثيرة، كذلك يصعب على القارئ ملاحظة خط متسق من التعليل المنطقي.	1
طريقة العرض	
تكون النصوص منسَّقة، ومطبوعة حاسوبيًّا، وقابلة للقراءة مع توافر إيضاحات متعددة، وجداول، ورسومات، أو مخطّطات تدعم الأفكار المفتاحية والحقائق. ويكون النص خاليًا من الأخطاء اللغوية والإملائية.	5
تكون النصوص منسقة، وقابلة للقراءة، مع توافر قليل من الإيضاحات والمخططات، أو عدم توافرها. ويكون النص مقبولًا من الناحيتين اللغوية والإملائية.	3
تكون النصوص مكتوبة بخط اليد وبشكل غير مرتّب، أو مطبوعة حاسوبيًّا مع وجود أخطاء لغوية وإملائية.	1
المجموع	

أوراق عمل

الاسم ..... التاريخ .....

نشاط 2-1 المواد القطبية والأيونية

سؤال الاستقصاء	كيف نستدلّ على أنّ مادّة ما هي قطبيّة؟ وهل يمكننا أن نختبر إن كانت المادّة أيّونيّة أو تساهميّة؟
الموادّ المطلوبة	بالون أو ساق بلاستيكيّة، 4 كؤوس زجاجيّة سعة (100 ml)، ملح، سكّر، ماء مقطّر، كحول الإيثانول، مستشعر كهربائيّ، ساق تحريك، مسحوق خبيز.

الخلفية العلمية

سوف نلاحظ تأثير الشحنة الكهربائية على السائل القطبي أو المُركبات الأيونية التي تتأين في الماء، لتكوِّن أيونات موجبة وسالبة. المواد القطبية تنجذب إلى الشحنة الكهربائية الساكنة . كما تحمل الأيونات في محلول المُركّبات الأيونية التيار الكهربائي . يقيس المستشعر الكهربائي مقدار توصيل التيار الكهربائي في المحاليل.

الجزء 1: ملاحظة المادّة القطبيّة

1. دلّك البالون (أو السّاق البلاستيكيّة) بخصلات شعرك. سيؤدّي ذلك إلى انتقال بعض الإلكترونات إلى البالون (أو السّاق البلاستيكيّة) فيصبح مشحونًا بشحنة كهربائيّة مؤقتة.
2. قرّب البالون (أو السّاق البلاستيكيّة) المشحون من خيط رفيع من الماء ينساب من الصنبور.

الجزء 2: ملاحظة الموادّ الأيّونيّة والتّساهميّة

3. أضف (25.0 ml) من الماء المقطّر إلى الكؤوس الزّجاجيّة الأربع سعة (100 ml). ضع ملصقًا على كلّ كأس واكتب عليه اسم المادّة، كما يأتي: الأوّل «ملح الطّعام»، الثّاني «سكّر المائدة»، الثّالث «كحول الإيثانول»، الرّابع «مسحوق الخبيز».
4. أضف الكمّيّة المناسبة من كلّ من الموادّ السّابقة إلى الكؤوس. قم بإذابة كلّ من الموادّ الصّلبة، وحرّك المحلول بواسطة ساق التّحريك. اغسل ساق التّحريك بالماء بعد كلّ تحريك.
5. قم بقياس التّوصيل الكهربائيّ لكلّ محلول باستخدام المستشعر الكهربائيّ. اغسل أقطاب المستشعر الكهربائيّ بالماء المقطّر بعد كلّ قياس.

الاسم ..... **التاريخ** .....

الجدول : التوصيل الكهربائي

المركّب	الكمّيّة	الماء	التّوصيل الكهربائيّ	التّصنيف
الماء المقطّر H_2O		25 mL		
ملح الطّعام NaCl	0.2 g	25 mL		
سكّر المائدة $C_{12}H_{22}O_{11}$	1.4 g	25 mL		
كحول الايثانول C_2H_5OH	5 mL	25 mL		
$NaHCO_3$	0.4 g	25 mL		

الأسئلة

a. كيف تبيّن حركة تيّار الماء من الصّنبور قطبيّة الماء؟

.....

.....

.....

.....

b. توقّع، من خلال البيانات، إن كان كلّ من المركّبات أيّونيًّا أو تساهميًّا.

.....

.....

.....

.....

c. لِمَ لا يمكن لمحاليل المواد التّساهميّة الغير قطبية توصيل التّيّار الكهربائيّ، بينما يمكن لمحاليل الموادّ الأيّونيّة تحقيق هذا التّوصيل؟

.....

.....

.....

.....

الاسم ..... التاريخ .....

نشاط 2-2 الأشكال الهندسيّة للجُزيئات

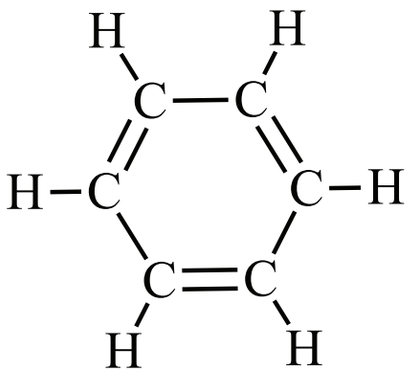
سؤال الاستقصاء	ما الأشكال الهندسيّة الّتي تمتلكها الجُزيئات؟
الموادّ المطلوبة	النّماذج الجزيئيّة.

الخلفية العلمية

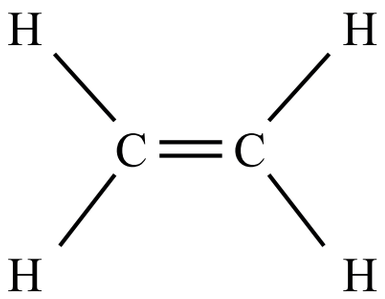
يؤثر شكل الجزء الهندسي، وبشكل كبير، في كيفية تفاعل هذا الجزء مع الجُزيئات الأخرى. الأشكال الهندسية المعروفة : المنحني – الخطّي – المثلّث المسطّح– المثلّث الهرمي – رباعي الأوجه المنتظم – الثماني الأوجه. تحتوي الجُزيئات العملاقة على مزيج من الأشكال المتعددة.

الجزء 1: بناء الجُزيئات الشّائعة

1. ابنِ نموذجًا لجُزيء البنزين ذي الصّيغة الكيميائيّة C_6H_6 والشّكل الحلقيّ، باستخدام نموذج الكرة والعصا.
2. ابنِ نموذجًا لجُزيء الإيثين ذي الصّيغة C_2H_4 باستخدام نموذج الكرة والعصا.



البنزين
(C_6H_6)



الإيثين
(C_2H_4)

الاسم ..... **التاريخ** .....

الأسئلة

a. هل جُزيء البنزين قطبيّ؟

.....

.....

b. هل جُزيء الإيثين قطبيّ أم لا؟ حدّد الشّكل الهندسيّ لهذا الجزيء مبيّنًا قيمة زاوية الرّابطة ونوع التّهجين.

.....

.....

.....

الجزء 2: استنتاج التراكيب الجُزيئيّة

1. كم تركيبًا هندسيًّا يمكن بناؤه لمركّب يتكوّن من ذرّتي كربون، وخمس ذرّات هيدروجين، وذرّة نيتروجين، وذرّة أكسجين؛ وصيغته الكيميائيّة C_2H_5NO؟

2. ارسم تمثيل لويس النّقطيّ لكلّ تركيب، بحسب قواعد التّرابط المعتمدة.

التركيب الأوّل	**التركيب الثاني**

الاسم ..... **التاريخ** .....

الأسئلة

a. ابحث عن أسماء التّراكيب الّتي توصّلت إليها.

اسم التركيب الأول:

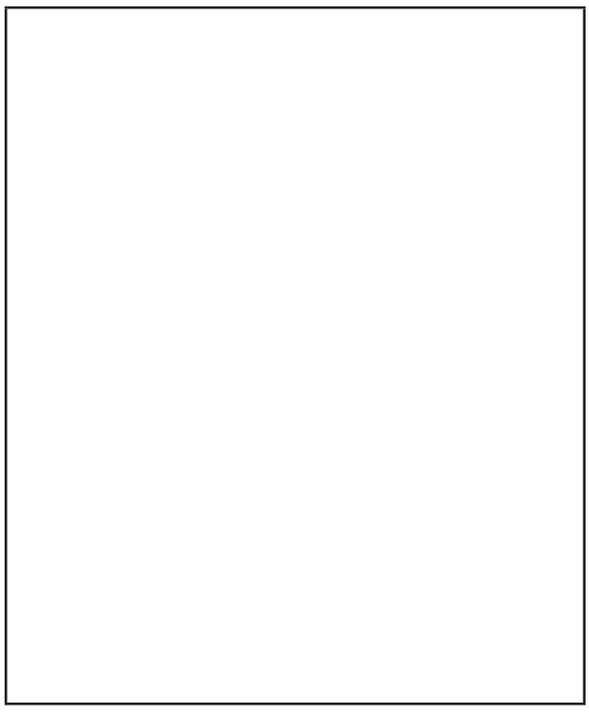
.....

اسم التركيب الثاني:

.....

اسم التركيب الثالث:

.....



التركيب الثالث

b. ابحث عن تطبيق واحد على الأقلّ لاستخدام كلّ من التراكيب التي توصّلت إليها .

.....

.....

.....

.....

c. ما عدد الأشكال الهندسيّة الّتي يمكن رسمها؟ هل يوجد بينها شكل هندسيّ رباعيّ أوجه منتظم؟ أو مثلّث مسطّح؟ وهل وجدت شكلًا هندسيًّا منحنيًا أو خطّيًّا؟

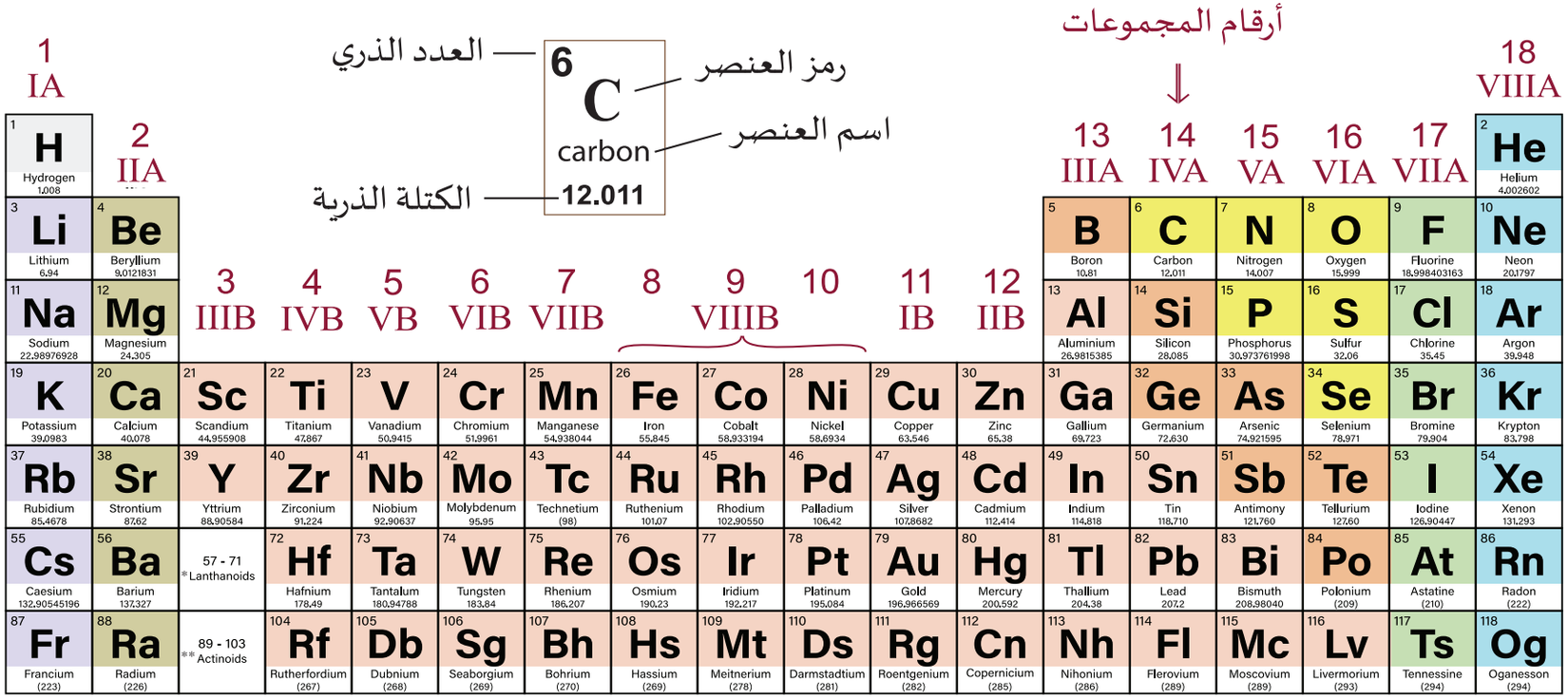
.....

.....

.....

.....

الجدول الدوري الحديث للعناصر



الشكر والتقدير

يتقدَّم المؤلِّفون والناشرون بجزيل الشكر إلى السادة الآتي ذكرهم، لسماحهم باستخدام ملكياتهم الفكرية، وبوافر الامتنان لموافقتهم على نشر الصور.

Kateryna Kon /Shutterstock; hfgimages/Shutterstock; Cal Holman/ GI; AppleZoomZoom/Stutterstock; GualtieroBoffi Merdan/ Shutterstock; Davide Sarrus/ Shutterstock; Panos Karras/ Shutterstock; KrimKate/ Shutterstock; Mario Savioa/ Shutterstock; Spaskov/Shutterstock; LeonidAndronov/Shutterstock; PlavUSA87/ Shutterstock; NatureArt/ Shutterstock; KristpovBurgstadt/ Shutterstock; SimoneN/Shutterstock; MrsYa/Shutterstock; vnlit/ Shutterstock; travelerpix/ Shutterstock; petarg/Shutterstock; montreep/Shutterstock; EverettHistorical/Shutterstock; Phongphan/ Shutterstock; MarcoTomasini/Shutterstock; BigChem/Shutterstock; ColinHayes/Shutterstock; designhua/ Shutterstock; EricIsalee/ Shutterstock; Amineaya/Shutterstock; JoseLuisCalvo/Shutterstock; kurhan/Shutterstock; Lebenkulturen.de/Shutterstock; Peter Olsonn/ Shutterstock; Robynmac/GoGraph; grafvision/ GoGraph; artjazz/ GoGraph; jgroup/ GoGraph; FitreaRamli/ GoGraph; Yanikstock1188/ GoGraph; monkeebusiness/ GoGraph; pixelrobot/ GoGraph; FotoYou123/ GoGraph; Paulista/ GoGraph; tomwang/ GoGraph; michael812/ GoGraph; Kaferphoto/ GoGraph; OleksandrLysenko/ GoGraph; Sparkla/ GoGraph; SURZ/ GoGraph; kadmy/ GoGraph; joebelanger/ GoGraph; Lsaloni/ GoGraph; AlexanderPokeusay/ GoGraph; KumbThong/ GoGraph; 3DSculptor/ GoGraph; Nirodesign/ GoGraph; shotsstudio/GoGraph; believeinme/ GoGraph; sframe/GoGraph; Lonely11/GoGraph; Eraxion/ GoGraph; woodoo/GoGraph; mikos/GoGraph; phillipus/GoGraph; Coprid/GoGraph; PixelChaos/GoGraph; AllenCat/GoGraph; Andreus/GoGraph; chyennezj/GoGraph; bdspn/GoGraph; ia_64/ GoGraph; AntonioGuillem; /GoGraph; Gigava/GoGraph; Krisdog/ GoGraph; malajski/GoGraph; 4374344sean/GoGraph; alila/ GoGraph; normaals/GoGraph; Jaron Ontakrai/Shutterstock; Maxx-Studio/Shutterstock; WikipediaCreativeCommons; SergeiteLegin/ GoGraph; elippigraphica/Shutterstock; Pop Paul Catain/ Shutterstock; magann/GoGraph; Prykhodov/GoGraph; ronstik/ GoGraph; Designus/Shutterstock; Robert Hooke, Micrographia, 1665., Public Domain; Billion Photos/Shutterstock; Woods Hole Oceanographic Institute; NASA; ESA; Halfdark/GettyImages; ifong/ Shutterstock ; petarg/Shutterstock; Matteo Colombo/Getty Images;

السلام عليكم ورحمة الله وبركاته

اهلا وسهلا بكم متابعنا الكرام

نتشرف نحن إدارة منتديات صقر الجنوب التعليمية – المنهاج القطري

ان تتابعونا في موقعنا وعلى جميع مواقع السوشيال ميديا

.....

صفحتنا على الفاسبوك: اضغط هنا للدخول

مجموعتنا على الفيس بوك : اضغط هنا للدخول

قنوات اليوتيوب :. اضغط هنا للدخول

قناتنا على التلقرام :. اضغط هنا للدخول

www.jnob-jo.com