الكيمياء

كتاب الطالب

المستوى الحادي عشر

CHEMISTRY
STUDENT BOOK

GRADE
11

الفصل الدراسي الأول
FIRST SEMESTER
2021 - 2020

(الطبعة الأولى - First edition)

© وزارة التعليم والتعليم العالي في دولة قطر

يخضع هذا الكتاب لقانون حقوق الطباعة والنشر، ويخضع للاستثناء التشريعي المسموح به قانونًا ولأحكام التراخيص ذات الصلة.

لا يجوز نسخ أي جزء من هذا الكتاب من دون الحصول على الإذن المكتوب من وزارة التعليم والتعليم العالي في دولة قطر.

تمّ إعداد الكتاب بالتّعاون مع شركة تكنولاب.

التأليف: فريق من الخبراء بقيادة الدكتور توم سو وبالتّعاون مع شركة باسكو العلميّة.

التّرجمة: مطبعة جامعة كامبريدج.

الطبعة الأولى 2020 – 2021 م

النشيد الوطني

قَسَـمًا بِمَـنْ رَفَـعَ السَّـمَاءْ ... قَسَـمًا بِمَـنْ نَشَـرَ الضِّـيَاءْ
قَطَـرٌ سَتَبْـقَى حُـرَّةً ... تَسْمُـو بِـرُوحِ الأَوْفِـيَاءْ
سِـيرُوا عَـلَى نَـهْـجِ الأُلَى ... وَعَـلَى ضِيَـاءِ الأَنْبِـيَاءْ
قَطَـرٌ بِقَـلْـبِي سِـيرَةٌ ... عِـزٌّ وَأَمْجَـادُ الإِبَـاءْ
قَطَـرُ الرِّجَـالِ الأَوَّلِـين ... حُمَـاتُنَـا يَـوْمَ النِّـدَاءْ
وَحَمَـائِـمٌ يَـوْمَ السَّـلَامْ ... جَـوَارِحٌ يَـوْمَ الفِـدَاءْ

المراجعة والتّدقيق العلميّ والتّربويّ

خبرات تربويّة وأكاديميّة من المدارس

الإشراف العلميّ والتربويّ

إدارة المناهج الدّراسيّة ومصادر التّعلّم

يعدّ كتاب الطّالب مصدرًا مثيرًا لاهتمام الطّلّاب من ضمن سلسلة كتب العلوم لدولة قطر، فهو يستهدف جميع المعارف والمهارات الّتي يحتاجون إليها للنّجاح في تنمية المهارات الحياتيّة وبعض المهارات في الموادّ الأخرى.

وبما أنّنا نهدف إلى أن يكون طلّابنا مميّزين، نودّ منهم أن يتّسموا بما يأتي:

- البراعة في العمل ضمن فريق.
- امتلاك الفضول العلميّ عن العالم من حولهم، والقدرة على البحث عن المعلومات وتوثيق مصادرها.
- القدرة على التّفكير بشكلٍ ناقدٍ وبنّاء.
- الثّقة بقدرتهم على اتّباع طريقة الاستقصاء العلميّ، عبر جمع البيانات وتحليلها، وكتابة التّقارير، وإنتاج الرّسوم البيانيّة، واستخلاص الاستنتاجات، ومناقشة مراجعات الزّملاء.
- الوضوح في تواصلهم مع الآخرين لعرض نتائجهم وأفكارهم.
- التّمرّس في التّفكير الإبداعيّ.
- التّمسّك باحترام المبادئ الأخلاقيّة والقيم الإنسانيّة.

يتجسّد في المنهج الجديد العديد من التّوجّهات مثل:

- تطوير المنهج لجميع المستويات الدّراسيّة بطريقة متكاملة، وذلك لتشكيل مجموعة شاملة من المفاهيم العلميّة الّتي تتوافق مع أعمار الطّلاب، والّتي تسهم في إظهار تقدّمهم بوضوح.
- مواءمة محتوى المصادر الدّراسيّة لتتوافق مع الإطار العامّ للمنهج الوطنيّ القطريّ بغية ضمان حصول الطّلّاب على المعارف والمهارات العلميّة وتطوير المواقف (وهو يُعرف بالكفايات) ممّا يجعل أداء الطّلاب يصل إلى الحدّ الأقصى.
- الانطلاق من نقطة محوريّة جديدة قوامها مهارات الاستقصاء العلميّ، ما أسّس للتّنوّع في الأنشطة والمشاريع في كتاب الطّالب.

- تـوزّع المعرفـة والأفـكار العلميّـة المخصّصـة لـكلّ عـام دراسـيٍّ ضمـن وحـدات بطريقـة متسلسـلة مصمّمـة لتحقيـق التّنـوّع والتّطـوّر.
- تعـدّد الـدّروس فـي كلّ وحـدة، بحيـث يعالـج كلّ درس موضوعًـا جديـدًا، منطلقًـا ممّـا تـمّ اكتسـابه فـي الـدّروس السّـابقة.
- إتاحـة الفرصـة للطّـلّاب، فـي كلِّ درسٍ، للتّحقّـق الذّاتـيّ مـن معارفهـم ولممارسـة قدرتهـم علـى حـلّ المشـكلات.
- احتـواء كلّ وحـدة علـى تقويـم للـدّرس وتقويـم الوحـدة الّتـي تمكّـن الطّـلّاب والأهـل والمدرّسـين مـن تتبّـع التّعلّـم والأداء.

العلـوم مجموعـة مـن المعـارف الّتـي تشـمل الحقائـق والأشـكال والنّظريّـات والأفـكار. ولكـنَّ العالِـم الجيّـد يفهـم أنّ «طريقـة العمـل» فـي العلـوم أكثـر أهمّيّـة مـن المعرفـة الّتـي تحتويهـا.

سـوف يسـاعد هـذا الكتـاب الطُّـلّاب علـى تقديـر جميـع هـذه الأبعـاد واعتمادهـا ليصبحـوا علماء ناجحيـن وليواجهـوا مجموعـة واسـعة مـن التّحدّيـات فـي حياتهـم المهنيّة المسـتقبليّة.

مفتاح كفايات الإطار العام للمنهج التّعليمي الوطني لدولة قطر

- الاستقصاء والبحث
- التّعاون والمشاركة
- التّواصل
- التّفكير الإبداعيّ والنّاقد
- حلّ المشكلات
- الكفاية العدديّة
- الكفاية اللّغويّة

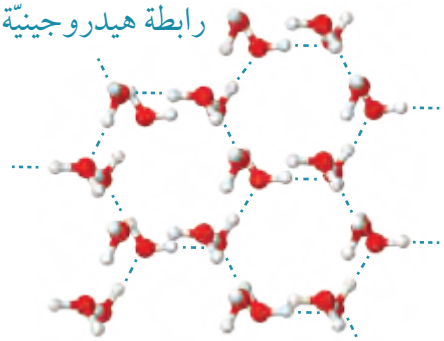
الكيمياء

ماذا ستتعلّم من هذا الكتاب

الكيمياء مهمّة بشكل أساس؛ لذا يجب على كلّ فرد أن يتعرّف ويتعمّق في علم الكيمياء، لاتّخاذ قرارات مدروسة في حياته؛ ففي كلّ يوم نواجه مجموعة من الأسئلة، بسيطة مثل ماذا سنأكل من الطّعام؟ ومعقّدة مثل هل مناخ الأرض سيتغيّر؟ ولماذا؟ والإجابات عن هذه الأسئلة كلّها تنطوي على الكيمياء.

غالبًا ما تسمّى الكيمياء العلوم المركزيّة، إذ تفسّر الفيزياء الأشكال الأساس للمادّة والتّفاعلات مثل الذّرّات والقوى، غير أنّ اهتمامات الكيمياء تتعلّق بكيفيّة الرّبط بين الذّرات والطّاقة، والجمع بينهما؛ كذلك تتعلّق بالتّفاعل بينهما لتوليد مجموعة لانهائيّة من المواد، وما ينجم عن ذلك من تغييرات نلحظها. وفي الوقت عينه، يعدّ علم الأحياء الأكثر تعقيدًا، حيث ينظّم الآلاف من الموادّ الكيميائيّة، والملايين من التّفاعلات في النّظم المعقّدة الّتي هي الكائنات الحيّة. هل يمكنك توضيح كيفيّة ارتباط الكيمياء بما يناسب مع كلّ صورة؟

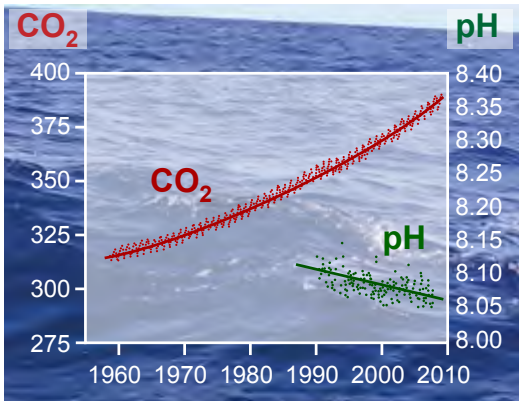
هل يمكنك توضيح كيفيّة ارتباط الكيمياء بما يناسب مع كلّ صورة؟



تركيب البلّورة السّداسيّة المفتوحة للجليد.

يبدأ هذا الفصل الدّراسيّ بطرح أسئلة، مثل: كيف تتكوّن المركّبات؟ ولماذا؟ وتكمن الإجابات عميقة داخل بنية الذّرّات غير المرئيّة في المادّة، ثمّ ندرس التّركيب المجهريّ للمادّة ونتفحّصه، بما في ذلك سبب تكوّن البلّورات، والسّبب الّذي يجعل الجليد أخفّ من الماء. ونختتم الفصل الدّراسيّ بالحسابات الكيميائيّة، وهذا هو الاستخدام العمليّ لـعلم الكيمياء من أجل تحليل المركّبات وتكوينها.

سيأخذك هذا الكتاب، أيضًا، إلى مجالات غير معلومة من العلوم: سيخبرك عن الآثار الناتجة من خمسة إلى سبعة ملايين مادّة تقريبًا من الموادّ الكيميائيّة التي هي من صنع الإنسان، والّتي أشارت دراسة حديثة إلى وجودها في بيئتنا، كما سيتناول الموادّ الكيميائيّة الطّبيعيّة مثل ثاني أكسيد الكربون، حيث يتمّ إنشاؤها بكمّيّات هائلة نتيجة للنّشاط البشريّ، وما آثارها على كوكبنا؟ لذا يتوجّب على البشر إيجاد إجابات لهذه الأسئلة في المستقبل.

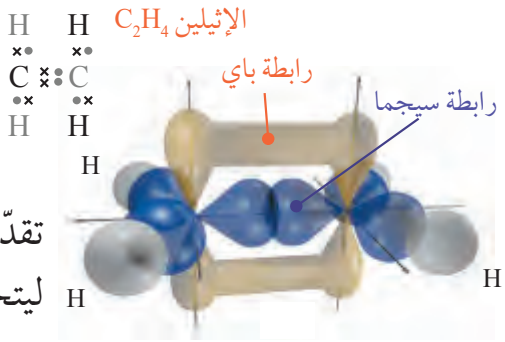


ثاني أكسيد الكربون في الغلاف الجوّيّ ودرجة حموضة المحيط.

بعض أقسام هذا الكتاب

الرّسوم التّوضيحيّة

قدّمت المفاهيم، والبيانات، والأمثلة المهمّة لكلّ فكرة جديدة بالتّفصيل من خلال الرّسوم التّوضيحيّة ومن خلال الكلمات.



أسئلة للمناقشة

أسئلة المناقشة

ما الّذي يقرّر ما إن كانت الرّابطة أيّونيّة أم تساهميّة؟

تقدّم أسئلة المناقشة فرصة لصفّك ليتحدّث عن مفاهيم جديدة ومعلومات.

شريط الأفكار المهمّة

إن السّالبيّة الكهربائيّة هي قدرة الذّرّات على جذب زوج إلكترونات الرّابطة في الرّابطة الكيميائيّة.

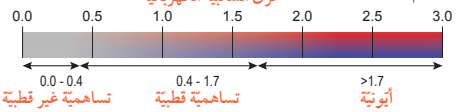
تحديد النّقاط الرّئيسة وتذكّرها.

المسائل الرّياضيّة

حدّدت الصّيغ والمعادلات بوضوح مع تعريف جميع المتغيّرات باستخدام الوحدات الصّحيحة.

c. المغنيسيوم والأكسجين

الحلّ:



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.

الأمثلة النّموذجيّة

تبيّن الأمثلة التّوضيحيّة الخطوات والمنطق الصّحيح للقيام بالعمليّات الحسابيّة بنجاح.

مثال 1

المسألة: كتابة التّوزيع الإلكترونيّ لعنصر السّيليكون Si_{14}.

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 بالطّاقة إلى أعلى، على أنّ تملأ كلّ مستوى فرعيّ كلّيًّا 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.

العلم والعلماء

لقد تطوّرت معرفتنا بالعلوم على مدى أكثر من ثلاثة آلاف سنة؛ لذا توفّر هذه القصص التّبصّر والإلهام من الجانب الإنسانيّ للعلم والتّكنولوجيا. سوف تقابل بعضًا من هؤلاء النّاس الرّائعين على هذه الصّفحات.

العلوم والعلماء: لينوس بولينج

في العام 1869، طوّر ديمتري مندليف (1834 – 1907) أوّل جدول دوريّ حديث، بالاعتماد على تكرار أنماط الخصائص الكيميائيّة. ومع ذلك، لم يكن يعرف أحد كيف تترابط الذّرّات. وفي العام 1916، لفت لويس جلبرت (1875 – 1946) إلى أنّ الرّوابط الكيميائيّة تتكوّن من أزواج من الإلكترونات، لكنّه لم يستطع تفسير سبب تكوين الرّوابط الكيميائيّة.

وكان على الإجابة أنّ تنتظر خمسة عشر عامًا أخرى حتّى طبّق لينوس بولينج، من معهد كاليفورنيا للتّكنولوجيا، النّظريّة الجديدة لميكانيكا الكمّ. أوضحت ورقة بولينج عام 1931 بعنوان «طبيعة

الكيمياء

الأنشطة والمراجعة والتقييم

الأنشطة

تضيف أنشطة التدريب العمليّ في المختبر، ومشاريع البحث، وغيرها من الأنشطة، معنى جديدًا إلى الأفكار، وتطوير التّطبيق العمليّ.

1-1 أشكال الأفلاك

سؤال الاستقصاء	كيف تكون أشكال الأفلاك المختلفة؟
الموادّ 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 .

تقويم الدّرس

يشمل كلّ درس مراجعة للدّرس تحتوي على أسئلة تغطّي المفاهيم والمعلومات في الدّرس.

تقويم الدّرس 1-1

1. قارن بين الأنواع الثّلاثة للجسيمات المكوّنة للذّرّة، من حيث موقعها في الذّرّة وكتلتها وشحنتها.
2. ما العدد الّذي يُعرّف هويّة العنصر؟
3. ما عدد إلكترونات ذرّة الصّوديوم المتعادلة الشّحنة الكهربائيّة، علمًا أنّ نواتها تحتوي على 11 بروتونًا؟
4. أُذكر أعداد الكمّ الأربعة، وحدّد المعلومات الّتي تقدّمها هذه الأعداد حول الأفلاك الذّرّيّة.
5. حدّد العدد الإجماليّ للإلكترونات الّذي يمكن أنّ يتّسع لها كلّ نوع من المستويات الفرعيّة الآتية:
   a. يتّسع المستوى الفرعيّ s لـ _____ من الإلكترونات.

مراجعة الوحدة

يوفّر ملخّص قصير في نهاية كلّ وحدة مرجعيّة سريعة للأفكار ومفردات اللّغة الرّئيسة.

الوحدة 1

مراجعة الوحدة

الدّرس 1-1: التّركيب الذّرّي

- تتكوّن الذّرّات من البروتونات Protons والنّيوترونات Neutrons والإلكترونات Electrons.
- تكوّن البروتونات والنّيوترونات الموجودة داخل النّواة 99.9% من كتلتها.
- تكوّن الإلكترونات سحابة إلكترونيّة كبيرة حول النّواة.
- ترتبط الذّرّات معًا بوساطة قوّة جذب إلكتروستاتيكيّة Electrostatic force.

تقويم الوحدة

لكلّ وحدة مجموعة من الأسئلة متعدّدة الخيارات، توفّر الاستعداد لاختبار قياسيّ.

تقويم الوحدة

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 الأيونيّة ذرّتين معًا، في حين تجمع الرّوابط التّساهميّة ذرّات متعدّدة.
   d. يعرّف حجم الذّرّة بوساطة الإلكترونات، ولكنّ تُحدّد النّواة كتلتها بالكامل تقريبًا.

تقويم الوحدة

توفّر المسائل القصيرة والكمّيّة ثلاثة مستويات من التّحدّي في نهاية كلّ وحدة.

تقويم الوحدة

26. استعن بالجدول الدّوريّ، لتحديد اسم ورمز العنصر الّذي له التّركيب الإلكترونيّ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$؟ علّل إجابتك.
27. اشرح لماذا يكوّن الصّوديوم أيونًا ذا شحنة كهربائيّة (+1) بينما يكوّن الكالسيوم أيونًا ذا شحنة كهربائيّة (+2).
28. لماذا يكوّن الكلور أيونًا شحنته الكهربائيّة (-1)؟
29. ما القاسم المشترك بين التّوزيعات الإلكترونيّة للفلزات القلويّة الأرضيّة Ca، و Be و Mg؟

مخطّط المادّة

الوحدة 1

الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

لماذا ترتبط ذرّة أكسجين واحدة بذرّتَيْ هيدروجين لتكوين الماء؟ يفسّر الفرق بين ترتيب الإلكترونات في الذّرّات، وفي مستويات الطّاقة خصائص العناصر.

الوحدة 2

الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

لِمَ يكونه، في درجة حرارة الغرفة، الماء سائلًا، والحديد صُلبًا، والميثان غازًا؟ القوى الجزيئيّة بين جزيئات المادّة، تقديم شرح لمراحل للحالات الصّلبة، والسّائل والغازيّة، وكذلك العديد من الخصائص الأخرى للمادّة.

الوحدة 3

الحسابات الكيميائيّة

تصف الصيغة الكيميائية مكوّنات المواد بشكل نوعي، أما المعادلات الكيميائية فتصف كيفية تفاعل تلك المواد كيميائيًا لإنتاج مواد أخرى. يمكن باستخدام مفهوم المول والصيغة الكيميائية والمعادلات الحصول على معلومات كمية مفيدة.

جدول المحتويات

الوحدة 1

الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات 2

الدّرس 1-1 التّركيب الذرّيّ 4

الدّرس 2-1 التّوزيع الإلكترونيّ 16

الدّرس 3-1 الرّوابط الكيميائيّة 31

الوحدة 2

الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة 56

الدّرس 1-2 السّالبيّة الكهربائيّة 58

الدّرس 2-2 الأشكال الهندسيّة للجزيئات 70

الدّرس 3-2 القوى الجزيئيّة البينيّة 85

الوحدة 3

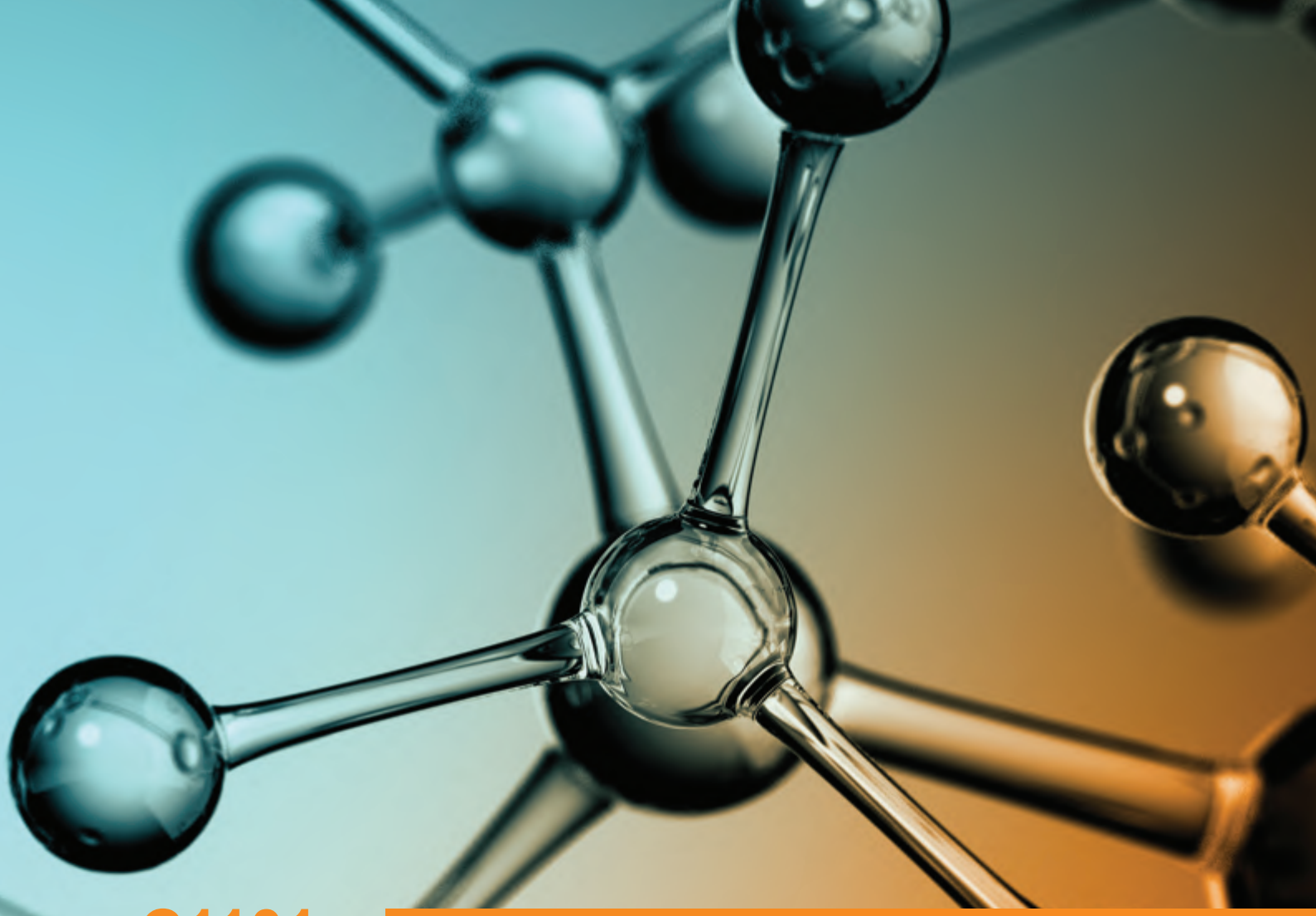
الحسابات الكيميائيّة 110

الدّرس 1-3 مفهوم المول 112

الدّرس 2-3 الحسابات الكيميائية 125

الدّرس 3-3 الصّيغة الأوليّة والصّيغة الجزيئية 137

الدّرس 4-3 معايرة الحمض والقاعدة 154



C1101
C1102

الوحدة 1

الرّوابط الكيميائيّة وتركيب الذّرّات

في هذه الوحدة

الدّرس 1-1: التّركيب الذّرّيّ
الدّرس 1-2: التّوزيع الإلكترونيّ
الدّرس 1-3: الرّوابط الكيميائيّة

الوحدة 1

مقدمة الوحدة

عرفت فكرة الذّرّات منذ 2000 سنة على أقلّ تقدير، ولكنّ لم يتمّ اكتشاف تفاصيلها المهمّة، إلّا في خلال القرن الماضي فقط. هذا مع العلم أنّ معرفة التّنوّع الهائل لأنواع الموادّ، يعتمد على تلك التّفاصيل غير المنظورة لتركيب الذّرّات. وبناء على ذلك، فإن كلّ تفصيل دقيق، تراه أو تختبره، في الموادّ، يعتمد على كيفيّة ترتيب البروتونات والإلكترونات والنّيوترونات في ذرّات هذه الموادّ .

يعتمد هيكل الجدول الدّوريّ وبنيته على خصائص التركيب الكيميائيّ للعناصر. من المعروف أنّ هذه الخصائص تعتمد على الطّريقة الّتي يتمّ فيها ترتيب الإلكترونات داخل الذّرّات. وهنا يجدر الذّكر، أنّ قواعد ميكانيكا الكمّ، تشرح كيفيّة ترتيب الإلكترونات في أنّماط محدّدة تسمّى الأفلاك التّي تقيّد الإلكترونات في مستويات طاقة محدّدة. وعليه، يلاحظ أنّ مستويات الطّاقة الخمسة الأُوَل تتوافق مع الدورات الخمس الأولى من الجدول الدّوريّ.

ومع أنّ الرّوابط الكيميائيّة تتكوَّن بوساطة الإلكترونات، إلّا أنّ بعض الإلكترونات فقط تشارك في التّرابط. ولذلك، يحدّد التّوزيع الدّقيق للإلكترونات في مستوى الطّاقة الأعلى، التّكافؤ وخصائص التّرابط الكيميائيّ لكلّ من العناصر.

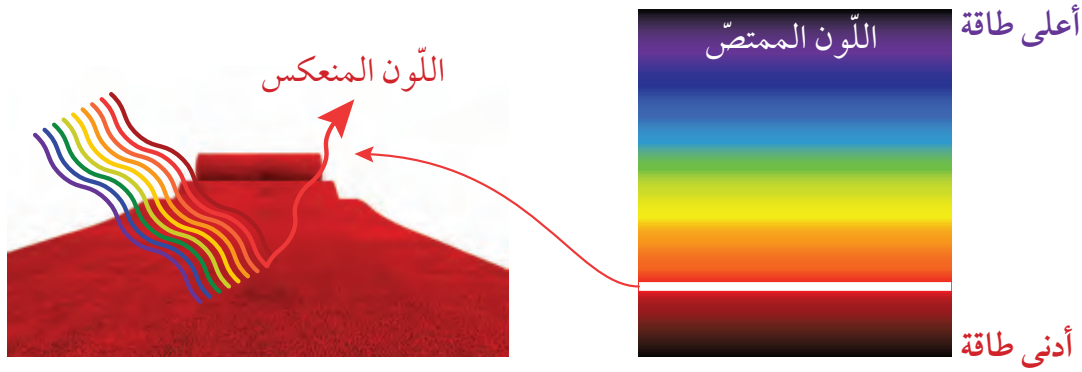
الأنشطة والتّجارب

1-1 أشكال الأفلاك.

2-1 التّوزيع الإلكترونيّ.

الدّرس 1-1
التّركيب الذّرّيّ

ينتج اللّون من طاقة الضّوء. وأدنى طاقة يمكننا رؤيتها هي طاقة اللّون الأحمر الدّاكن. وأعلى طاقة يمكننا رؤيتها هي طاقة اللّون البنفسجيّ. ومن المعروف أيضًا أنّ تكوين الألوان الزّاهية والدّائمة هي إبداع كيميائيّ ثمين يورّث عبر الأجيال. فالألوان الزّهريّة والحمراء تستخرج من جذور نبات الفوّة. أمّا اللّون الأحمر الفاتح؛ فينتج من اللّونين الأصفر والبرتقاليّ، اللذين ينتجهما وجود حشرة مع نبتة الزّعفران.



حين تمتص الإلكترونات الضوء من جزيئات الصّبغ فإنها تكتسب طاقة. وتعتمد هذه الطّاقة على شكل الجزيء. ولإنتاج اللّون الخاصّ بتلك الجزيئات، يجب أنّ تمتصّ جزيئات الصّبغ جميع الألوان في الضّوء الأبيض باستثناء لون واحد نريد رؤيته. فالصّبغة الحمراء، على سبيل المثال، تبدو حمراء لأنّها تمتصّ اللّونين الأزرق والأخضر، وتعكس اللّون الأحمر إلى عينك.

مخرجات التّعلّم

C1101.2 يصف عدد الكمّ والطّاقات النّسبيّة للمستويات الفرعيّة s ،p ،d ،f في مستويات الطّاقة الرّئيسة 1و2و3 والمستويات الفرعيّة 4s، 4p. ويتعرّف إلى اختلاف التّرتيب بين المستويين 4s و 3d.

المفردات

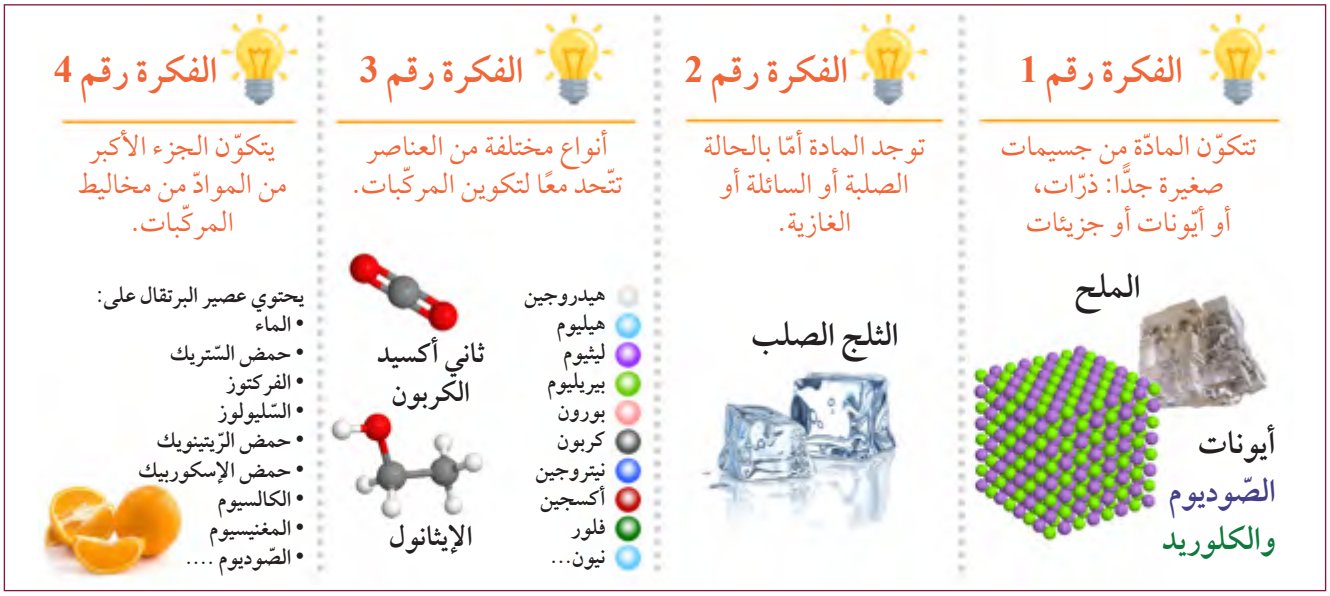
الإلكترون	Electron
البروتون	Proton
النّيوترون	Neutron
العدد الذّرّيّ	Atomic number
الشّحنة الكهربائيّة	Electric charge
القوّة الكهربائيّة السّاكنة (الإلكتروستاتيكيّة)	Electrostatic force
نظرية الكم	Quantum theory
مستوى طاقة	Energy level
أعداد الكمّ	Quantum numbers
فلك	Orbit
مستوى فرعيّ	Sublevel
مبدأ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

تتكوّن المركّبات من الذّرّات

سؤال للمناقشة

كيف تفسّر السلوك الكيميائيّ للعناصر؟

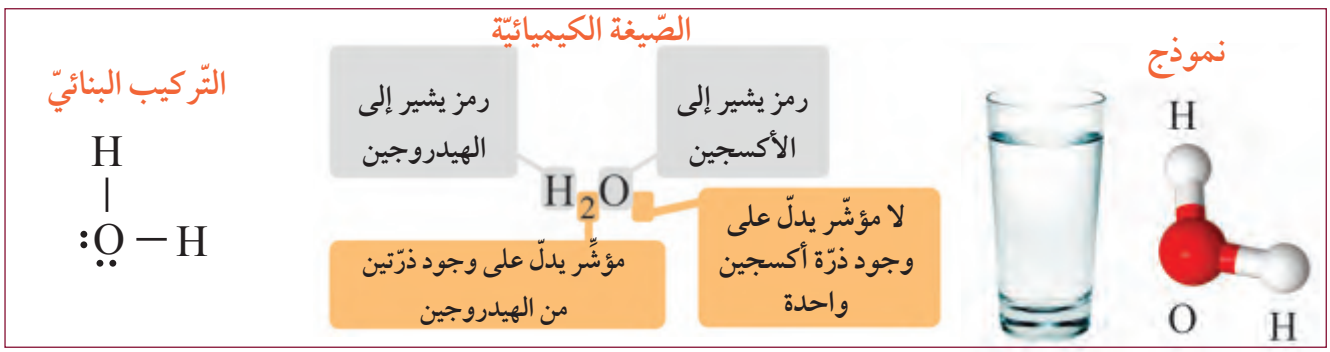
كلّ عنصر يتكوّن من ذرّات فريدة خاصّة به. فتكون ذرّات العنصر نفسه متطابقة كيميائيًّا فيما بينها، ومختلفة عن ذرّات العناصر الأخرى؛ لذلك نلاحظ أنّ الكثير من ذرّات العناصر المختلفة تكوّن روابط كيميائيّة مع بعضها، فتتكوّن المركّبات. لذا فإنّ معظم المواد من حولنا، عبارة عن مركّبات أو خليط من المركّبات، وبعض 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 2-1** طرائق مختلفة لوصف المركّب الكيميائيّ مثل الماء؛ إذ تبيّن الصّيغة الكيميائيّة عدد ذرّات كلّ عنصر في الجزيء، 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.

البنية الدّاخليّة للذّرّة

سؤال للمناقشة

ما مكوّنات الذّرّة؟

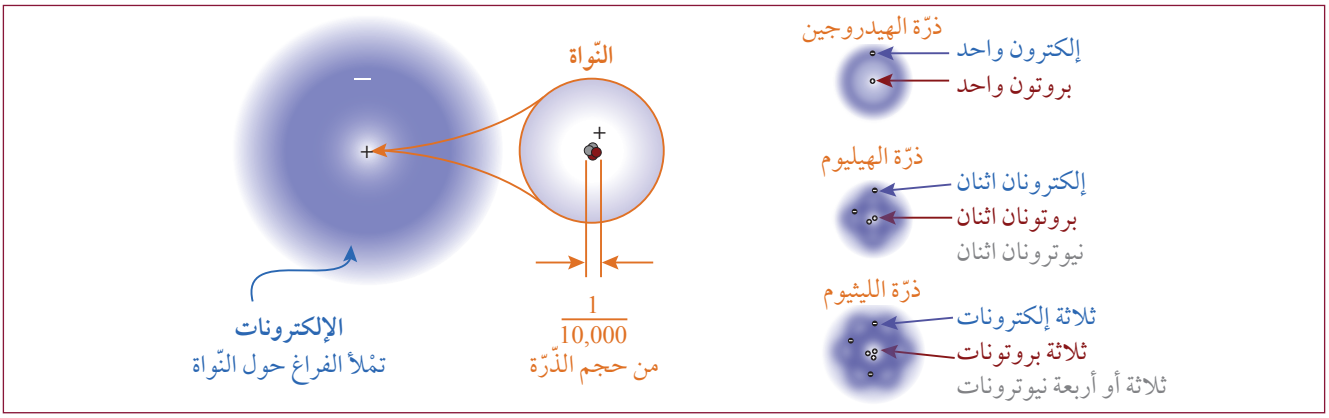
تتكوّن الذّرّات من ثلاثة أنواع من الجسيمات الرئيسة: **الإلكترون Electron**، و**البروتون Proton** و**النّيوترون Neutron**. وبما أنّ الكيمياء معنيّة في الغالب بخصائص الكتلة والشّحنة، فيجب أنّ تعلم أنّ للإلكترون شحنة سالبة، وكتلة تساوي 9.109×10^{-31} Kg. أمّا البروتون فإنّ له شحنة موجبة، وكتلة تساوي 1836 مرّة كتلة الإلكترون. كتلة النيوترون مساوية تقريبًا لكتلة البروتون، ولكنّ شحنة النيوترون متعادلة كهربائيًّا. يبيّن **الجدول 1-1** خصائص الجسيمات الثّلاثة الرّئيسة المكوّنة للذّرّة.

الجسيم	الرّمز	الكتلة النسبيّة (amu)	الشّحنة الكهربائيّة النّسبيّة (e)
البروتون	p^+ ،p	1.007	1+
نيوترون	n^0 ،n	1.008	0
إلكترون	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 تكوِّن البروتونات والنّيوترونات نواة الذّرّة ذات الحجم الصغير جدًّا، ولكنّها تحتوي على معظم الكتلة تقريبًا. أمّا الإلكترونات فتكوِّن سحابة حول النّواة الّتي بدورها تُكوِّن تقريبًا حجم الذّرّة. يبيّن **الشّكل 1-3** البنية العامّة للذرّة.



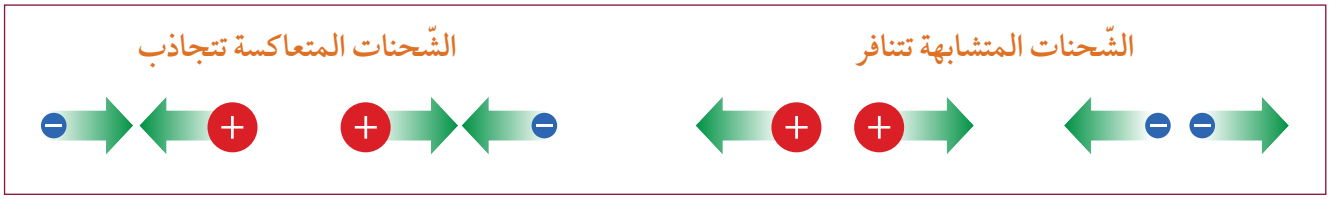
الشّكل 1-3 البنية العامّة للذّرّة.

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 أنّ 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 التّكافؤ.
5. تتركّز كتلة الذّرّة في النّواة.

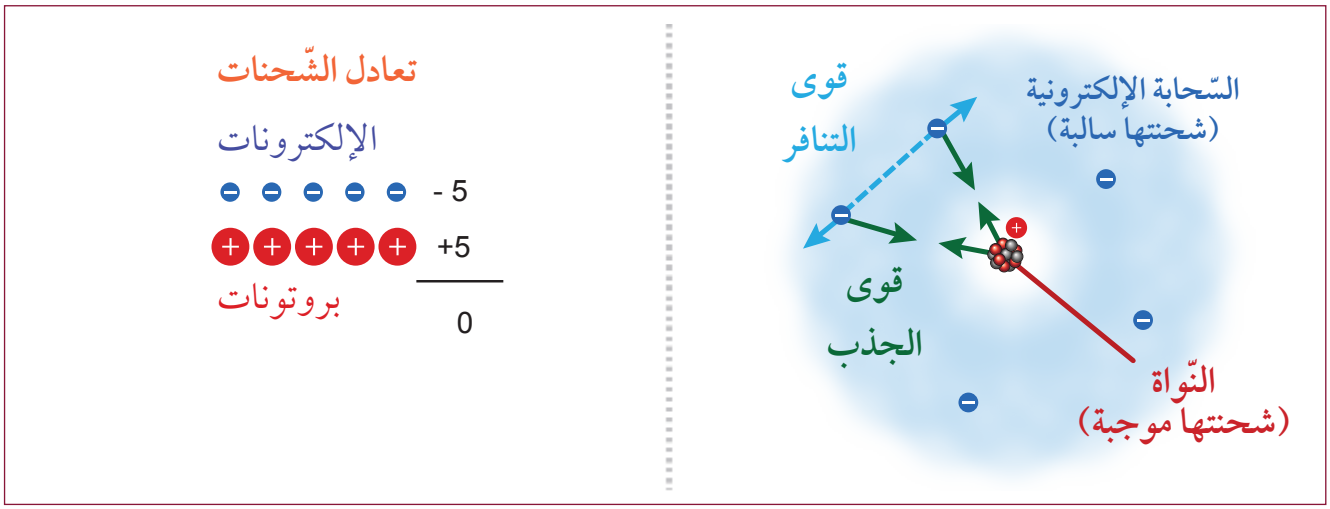
القوى الكهربائيّة السّاكنة (الإلكتروستاتيكيّة) في الذّرّة

تمثّل **الشّحنة الكهربائيّة Electric charge** (شأنّها كالكتلة) خاصّيّة أساسية للمادّة. ولكنّ بعكس الكتلة، يوجد نوعان من الشّحنة الكهربائيّة، هما موجبة وسالبة (**الشّكل 1-4**). 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 الشّحنة 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**).

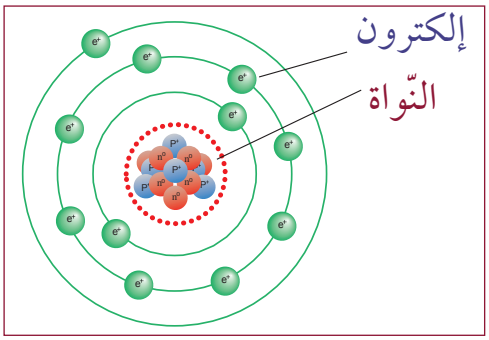


الشّكل 1-5 تنتج بنية الذّرّة من التّوازن بين قوى التّجاذب بين الإلكترونات والبروتونات من جهة، وقوى التنافر بين الإلكترونات من جهة أخرى.

تؤدّي القوى بين الشّحنات الكهربائيّة في الذّرّة إلى تماسكها وثباتها.

تتجاذب البروتونات الموجبة والإلكترونات السّالبة بوساطة قوّة كهربائيّة ساكنة. وتكون هذه القوّة الكهربائيّة الساكنة **إلكتروستاتيكيّة 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.

نموذج بور للذرّة ونظريّة الكمّ



الشّكل 1-6 نموذج بور الذّرّيّ.

اقترح العالم الفيزيائيّ الدنماركيّ نيلز بور، النّموذج الذّرّيّ الأوّل عام 1916، وقد شبّه بور نموذج الذّرّة بالنّظام الشمسيّ، إذ تدور الإلكترونات في مدارات حول النّواة نتيجة التجاذب الإلكتروستاتيكيّ، كما تدور الكواكب حول الشمس.

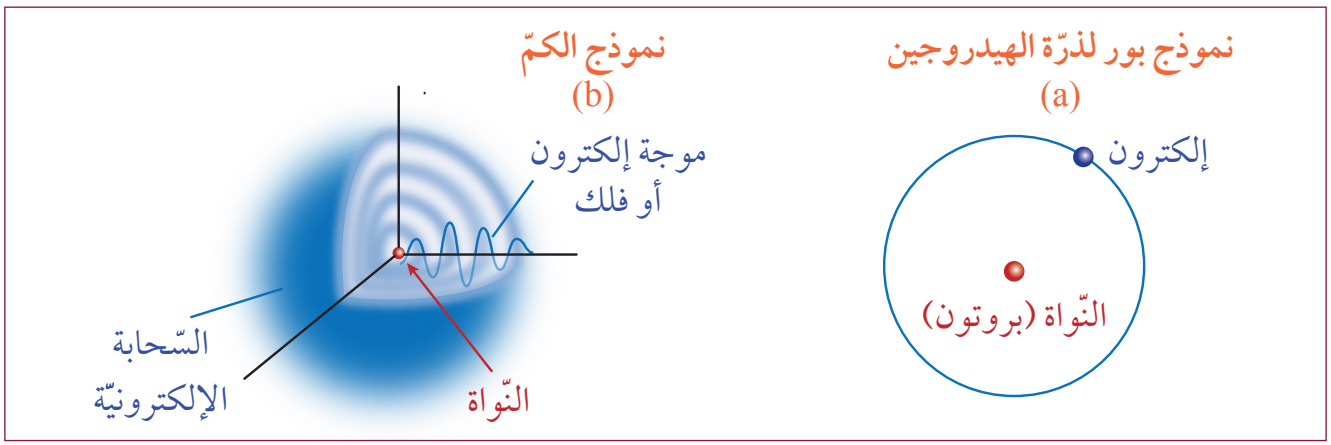
وبحسب نموذج بور:

- يدور الإلكترون حول نواة الذّرّة في مدارات دائرية محدّدة الطّاقة.
- تتزايد طاقة المدار كلّما زاد بعده عن النّواة .
- يكون الإلكترون في مستوى الطّاقة الأدنى عندما يكون المدار أقرب إلى نواة الذّرّة.
- تتزايد طاقة الإلكترون كلّما ابتعدّ مداره عن نواة الذّرّة.

يبيّن **الشّكل 1-6** نموذج بور الذّرّيّ .

تبيّن للعلماء، في بداية القرن العشرين، أنّ نموذج بور للذّرّة لا يستطيع تفسير كثيرًا 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 1-a7**، أنّ يفسّر خواص الذّرّة بالطّريقة الّتي تنسجم مع النموذج الموجيّ للإلكترون ، المبيّن **بالشّكل 1-b7**. لذلك طوّر العلماء 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 الكمّيّ.

أعداد الكمّ

استنتج العلماء من نظرية الكمّ أن بالإمكان وصف ترتيب الإلكترونات في مستويات الطّاقة حول النّواة باستخدم 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 من النّواة . إذا كان عدد الكمّ لإلكترون معيّن n = 1، فهذا يعني أنّ الإلكترون يحتلّ 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 (n = 1، 2، 3... إلخ)، حيث يدل كل رقم على مستوى طاقة رئيس معيّن.

2. **عدد الكمّ الثّانويّ (ℓ) Angular quantum number**، 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 إن 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).

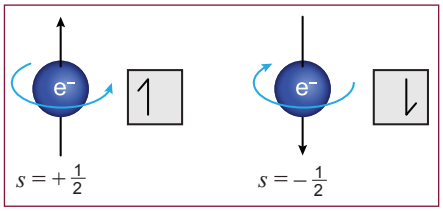
رمز المستوى الفرعي	قيمة ℓ
s	0
p	1
d	2
f	3

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- و 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**. يبيّن **الجدول 1-3** أعداد الكمّ لأوّل ثلاثة مستويات طاقة.



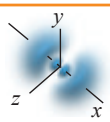
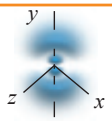
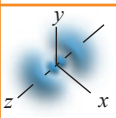
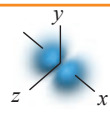
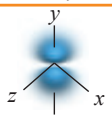
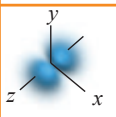
الشّكل 1-8 غزل الإلكترون.

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	$-\frac{1}{2}$, $+\frac{1}{2}$

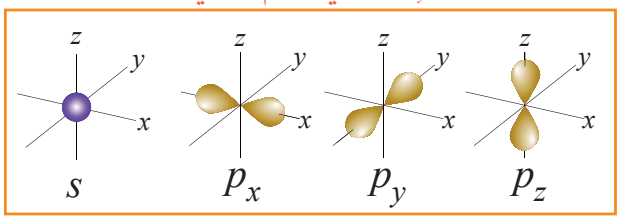
الجدول 1-3 أعداد الكمّ الأربعة لأوّل ثلاثة مستويات طاقة.

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 إنّ هناك فروقات بين الأفلاك الإلكترونيّة 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) أكثر تعقيدًا.

النوع	s	p			d				
ℓ	0	1			2				
m	0	-1	0	1	-2	-1	0	1	2
$n = 3$	3s	 $3p_x$	 $3p_y$	 $3p_z$	$3d_{xy}$	$3d_{yz}$	$3d_{z2}$	$3d_{zx}$	$3d_{x2-y2}$
$n = 2$	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 هو عدد الكمّ الرّئيس(n) نفسه؛ 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: [$n = 2$، $\ell = 1$، $m = -1$، 0، +1]، 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.

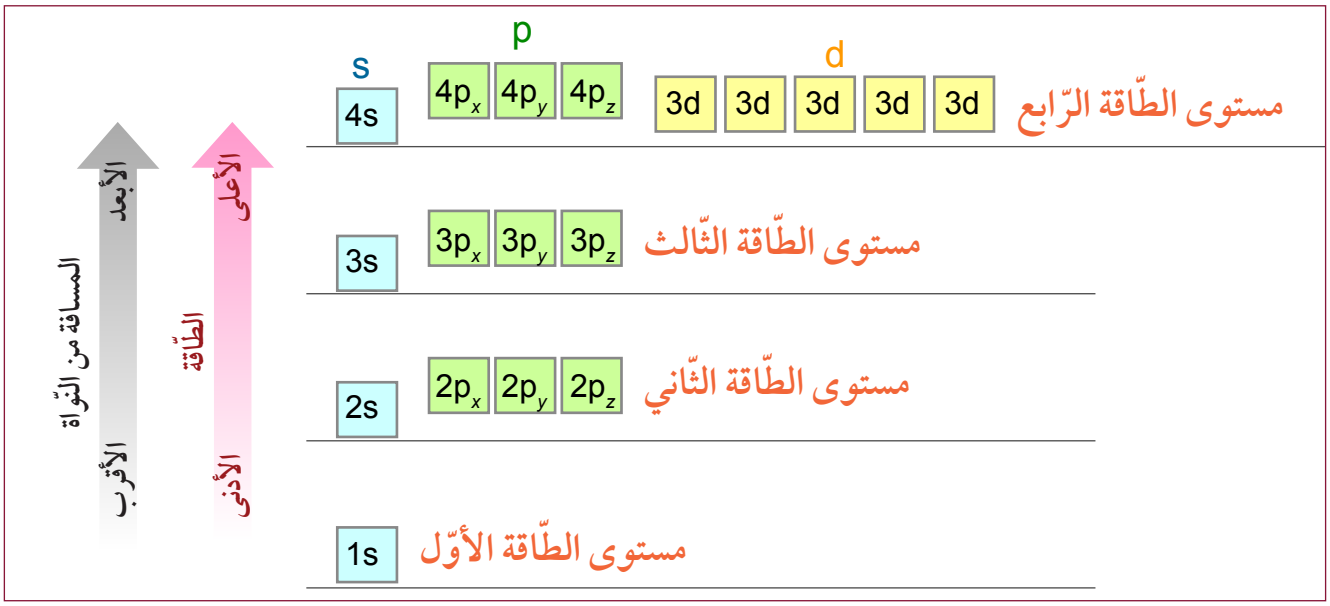
يحتوي المستوى الرّئيس الثّالث $n = 3$ على ثلاثة مستويات فرعيّة تتضمّن الفلك 3s وثلاثة أفلاك 3p وخمسة أفلاك 3d، تتناسب مع قيم عدد الكمّ المغناطيسيّ m الخمسة، وعدد الكمّ الثّانويّ $\ell = 2$. أمّا المستوى الفرعيّ f، الّذي لا يتوافر إلّا في مستويات الطّاقة المتوافقة مع أعداد الكمّ الرّئيسة 4 وما فوق، وعدد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

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

مستويات الطّاقة

تحدّد طاقة الأفلاك من خلال طاقة الإلكترون الّتي لديها 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 تلك الخاصّة بإلكترونات المستوى الفرعيّ 2p، لذلك يملأ المستوى الفرعيّ (s) بالإلكترونات قبل المستوى الفرعيّ (p) وهما موجودان على مستوى الطّاقة نفسه. كذلك يجب، ملاحظة أنّ أعداد الكمّ، ومستويات الطّاقة، ليست هي نفسها دائمًا. فالمستوى الفرعيّ 3d، له طاقة مماثلة تقريبًا لطاقة كلّ من المستوى الفرعيّ 4s والمستوى الفرعيّ 4p، لذلك فهو موجود في مستوى الطّاقة الرّابع وليس الثّالث،كما يبيّن **الشّكل 1-9**.



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 ربط الإلكترونات بالنّواة 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.

مبدأ الاستبعاد والجدول الدّوريّ

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 Pauli exclusion principle**، وذلك تكريمًا للفيزيائيّ فولفغانغ باولي الّذي وضع هذا المبدأ عام 1925. يبيّن **الجدول 1-5** أعداد الكمّ في مستويات الطّاقة الثّلاثة الأُوَل، وعدد الأفلاك والإلكترونات في كلّ مستوى 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	$-\frac{1}{2}$, $+\frac{1}{2}$

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

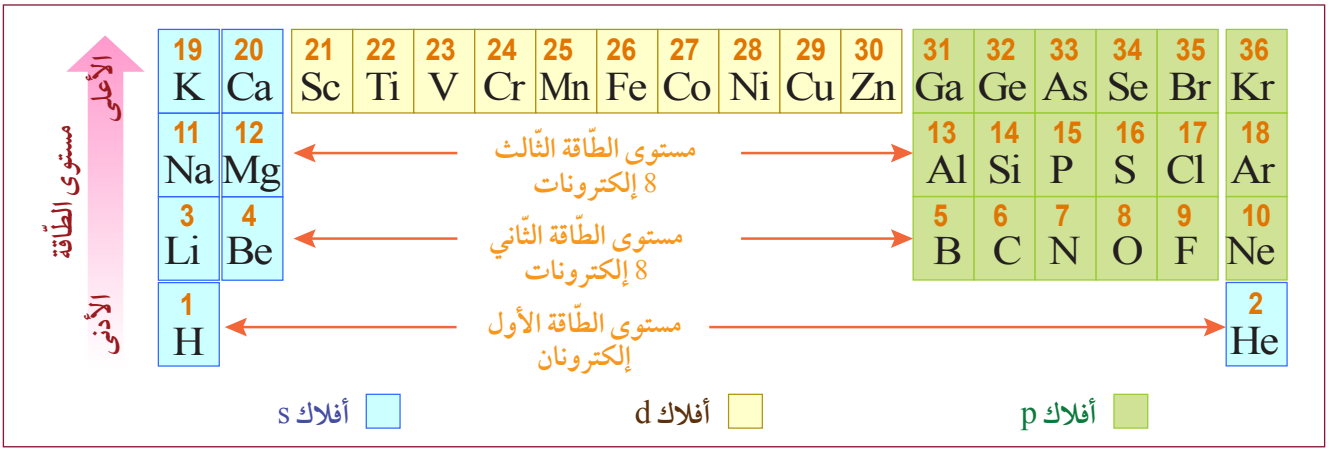
الجدول 1-5 أعداد الكمّ وعدد الأفلاك والإلكترونات في كلّ مستوى طاقة.

نستنتج من خلال **الجدول 1-5** أنّ للفلك (s) في المستوى الرّئيس الأوّل مجموعتين مختلفتين من أعداد الكمّ (n,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 أنّ نجد ستّة إلكترونات في أفلاك (p). كذلك نجد أنّ الفلك (d) يستطيع أنّ يحتوي على عشرة إلكترونات .

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

يوضح الجدول الدّوريّ توزيع الإلكترونات في الذّرّات.

يبيّن عدد الإلكترونات في كلّ مستوى طاقة ترتيب العناصر من كلّ دورة في الجدول الدّوريّ كما هو مبيّن في **الشّكل 1-10**. حيث يمثّل مستوى الطّاقة الأوّل (H، He) الصّفّ الأوّل من الجدول الدّوريّ الذي يحمل إلكترونين اثنين كحدّ أقصى في الفلك 1s، ويمثّل مستوى الطّاقة الثّاني (Li– Ne) الصّفّ الثّاني من الجدول الدّوريّ مع كلّ من المستويين الفرعيّين s و p اللذين يحملان مجتمعين ثمانية إلكترونات.



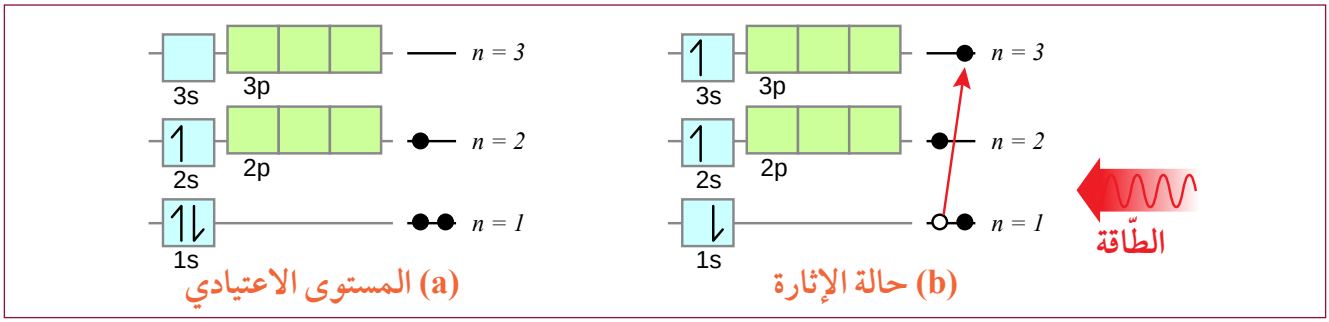
الشّكل 1-10 الجدول الدّوريّ ومستويات الطّاقة.

الدّلالة على مستويات الطّاقة

الشّكل 1-11 طيف عنصر اللّيثيوم.

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

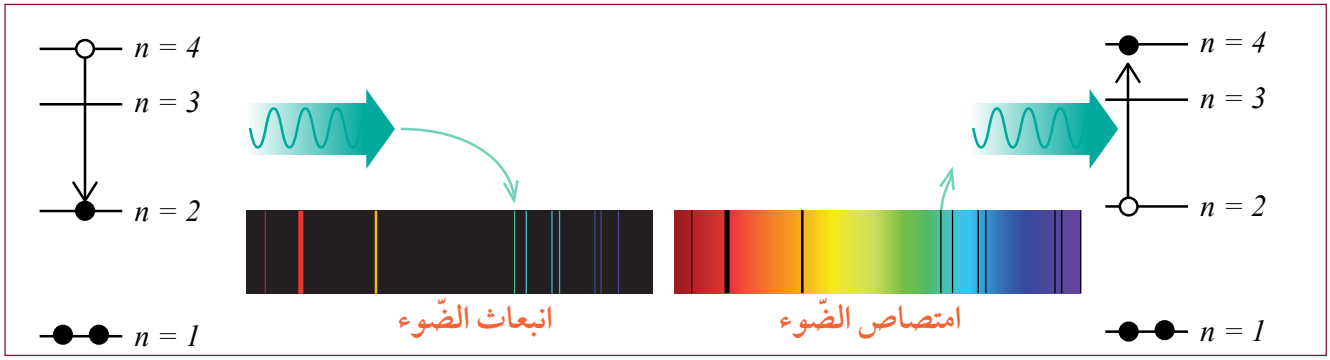
يتكوّن الطّيف نتيجة مستويات الطّاقة المختلفة في الذّرّة. توجد الذّرّة في **المستوى الاعتياديّ Ground state** عندما تكون الإلكترونات في أدنى الأفلاك المحتملة الخاضعة لمبدأ الاستبعاد، أيّ أدنى توزيع طاقة للذرّة. فعلى سبيل المثال، تحتوي ذرّة اللّيثيوم في المستوى الاعتياديّ على إلكترونين اثنين في الفلك 1s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



الشّكل 1-12 المستوى الاعتياديّ وحالة الإثارة لذرّة اللّيثيوم.

تعمل الذّرّات على تغيير الطّاقة وتبادلها عن طريق إعادة ترتيب الإلكترونات بين مستويات الطّاقة. وقد يحدث ذلك من خلال امتصاص الضّوء أوِ انبعاثه ومن خلال الكهرباء، أو من خلال التّصادم مع ذرّات أخرى وتكون الذّرّة في **حالة الإثارة Excited state** عندما يتوافر إلكترون أو أكثر في فلك أعلى من ذلك في المستوى الاعتياديّ. كما هو مبيّن **بالشّكل 1-12b**، إذ تعدّ ذرّة اللّيثيوم في حالة الإثارة، عندما يتوافر إلكترون واحد في الفلك 3s. علمًا أنّ الذّرّة في حالات الإثارة تكون غير مستقرّة؛ لذلك تبعث الذّرّة الضّوء للرجوع إلى المستوى الاعتياديّ، وبالتّالي ترجع إلى حالة الاستقرار.

يعتمد لون الضّوء على الطّاقة. فألوان الطّيف تعتمد على الاختلافات في الطّاقة بين مستويات الطّاقة؛ فعندما تسقط ذرّة اللّيثيوم إلكترونًا من المستوى الفرعيّ 4s إلى المستوى الفرعيّ 2s تبعث الضّوء الأزرق –المخضرّ. كما يمكن لذرّة اللّيثيوم في المستوى الاعتياديّ أنّ تمتصّ الضّوء الأزرق – المخضرّ لترفع إلكترونًا من مستوى الفرعيّ 2s إلى المستوى الفرعيّ 4s.

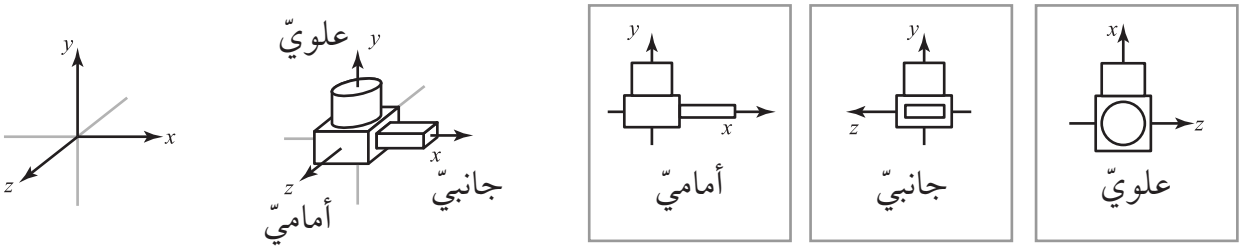


الشّكل 1-13 تمتصّ الذّرّات الضّوء وتبعثه من خلال حركة الإلكترونات.

1-1 أشكال الأفلاك

سؤال الاستقصاء	كيف تكون أشكال الأفلاك المختلفة؟
الموادّ 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 .



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

فلك أو مستوى فرعي		الجهة الأماميّة	الجهة الجانبيّة	الجهة العلويّة

تقويم الدّرس 1-1

1. قارن بين الأنّواع الثّلاثة للجسيمات المكوّنة للذّرّة، من حيث موقعها في الذّرّة وكتلتها وشحنتها.
2. ما العدد الّذي يُعرِّف هويّة العنصر؟
3. ما عدد إلكترونات ذرّة الصّوديوم المتعادلة الشّحنة الكهربائيّة، علمًا أنّ نواتها تحتوي على 11 بروتونًا؟
4. أُذكر أعداد الكمّ الأربعة، وحدّد المعلومات الّتي تقدّمها هذه الأعداد حول الأفلاك الذّرّيّة.
5. حدّد العدد الإجماليّ للإلكترونات الّذي يمكن أنّ يتّسع لها كلّ نوع من المستويات الفرعيّة الآتية:
   a. يتّسع المستوى الفرعيّ s لـ _____ من الإلكترونات.
   b. يتّسع المستوى الفرعيّ p لـ _____ من إلكترونات.
   c. يتّسع المستوى الفرعيّ d لـ _____ من إلكترونات.
   d. يتّسع المستوى الفرعيّ f لـ _____ من إلكترونات.
6. بالإشارة إلى المستوى الاعتياديّ وحالة الإثارة للإلكترون:
   a. ما الفرق بينهما؟
   b. أيّهما الأبعد من النّواة؟
   c. أيّهما لديه الطّاقة الأعلى؟
7. في مقطع الجدول الدّوريّ أدناه، أيّ من هذه العناصر لديها في الفلك s إلكترون واحد؟

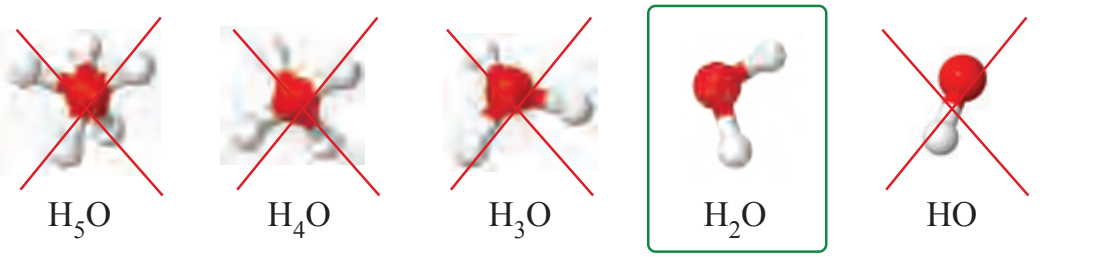
1 H هيدروجين	3 Li ليثيوم	5 B بورون	7 N نيتروجين	8 O أكسجين	9 F فلور	12 Mg ماغنيسيوم	19 K بوتاسيوم

8. ما العلاقة بين عدد الكمّ الرّئيس n وعدد أفلاك مستوى الطّاقة الرّئيس، وبين عدد الإلكترونات اللّازمة لإشباع المستوى الرّئيس؟
9. ما عدد الإلكترونات الّتي يمكنها أنّ تشغل مستويات الطّاقة الرّئيسة عندما يكون:
   a. $n = 1$
   b. $n = 3$
10. ما هو الفلك الّذي لديه أعداد الكمّ الأربعة الآتية: $(n, l, m, s) = (2,1,1,-\frac{1}{2})$.
11. علِّل:
    a. لا يتنافر إلكترونا الفلك الواحد.
    b. يتّسع المستوى الفرعيّ d لعشرة إلكترونات فقط.
12. اكتب نصّ كلّ ممّا يلي:
    a. نموذج نظريّة بور.
    b. مبدأ الاستبعاد لباولي.
13. فيما يختلف الإلكترونان الموجودان في المستوى الفرعيّ $3p_y$؟

الدّرس 1-2
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؟



الجواب عن هذين السّؤالين يكمن في كيفيّة ترتيب الإلكترونات في كلّ من ذرّات الهيدروجين والأكسجين. حيث تحدّد الإلكترونات، تقريبًا، كلّ شيء عن السلوك الكيميائيّ للمادّة. إذ إنّ الرّوابط الكيميائيّة الّتي تصنع الماء H_2O، على سبيل المثال، وشكل هذا الجزيء، يحدّدان من خلال الأفلاك المملوءة بعدد معيّن من الإلكترونات.

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

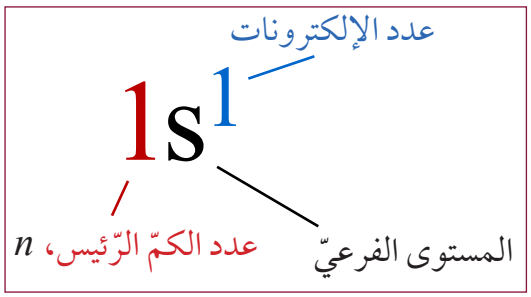
مخرجات التّعلّم

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

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
مخطّط تمثيل لويس النّقطيّ	Lewis dot structure

التّوزيع الإلكترونيّ



الشّكل 1-14 كيفيّة قراءة التوزيع الإلكترونيّ.

قدّمت نظريّة الكمّ وصفًا متطوّرًا للذّرّة مقارنة بنموذج بور، لأنّها وضعت وصفًا لتوزيع الإلكترونات في الذّرّات. والتّوزيع الإلكترونيّ **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**.

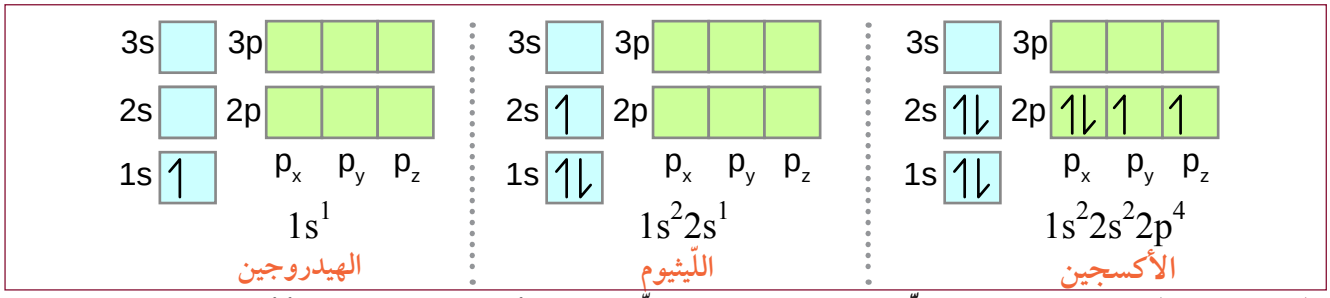
تحتوي ذرّات العناصر المختلفة على أعداد مختلفة من الإلكترونات، ولكلّ ذرّة عنصر تركيب إلكترونيّ خاصّ بها يختلف عن تركيب باقي العناصر الأخرى. والقاعدة العامّة لتوزيع الإلكترونات أنّها تحتلّ المستويات الفرعيّة بحيث:

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

فعلى سبيل المثال، يوجد الإلكترونان الأوّلان للذّرّة في مستوى الطّاقة الأوّل 1s، وبالتّالي، لا يمكن للإلكترون الثّالث أنّ يوجد في 1s، إذ إنّ طاقته أعلى، لذلك يشغل مستوى الطّاقة الثّاني 2s، وذلك تبعًا لمبدأ الاستبعاد. المبدأ المختصّ بقواعد توزيع الإلكترونات في الأفلاك يسمّى **مبدأ أوفباو للبناء التّصاعديّ Aufbau principle**. وبحسب هذا المبدأ 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.

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

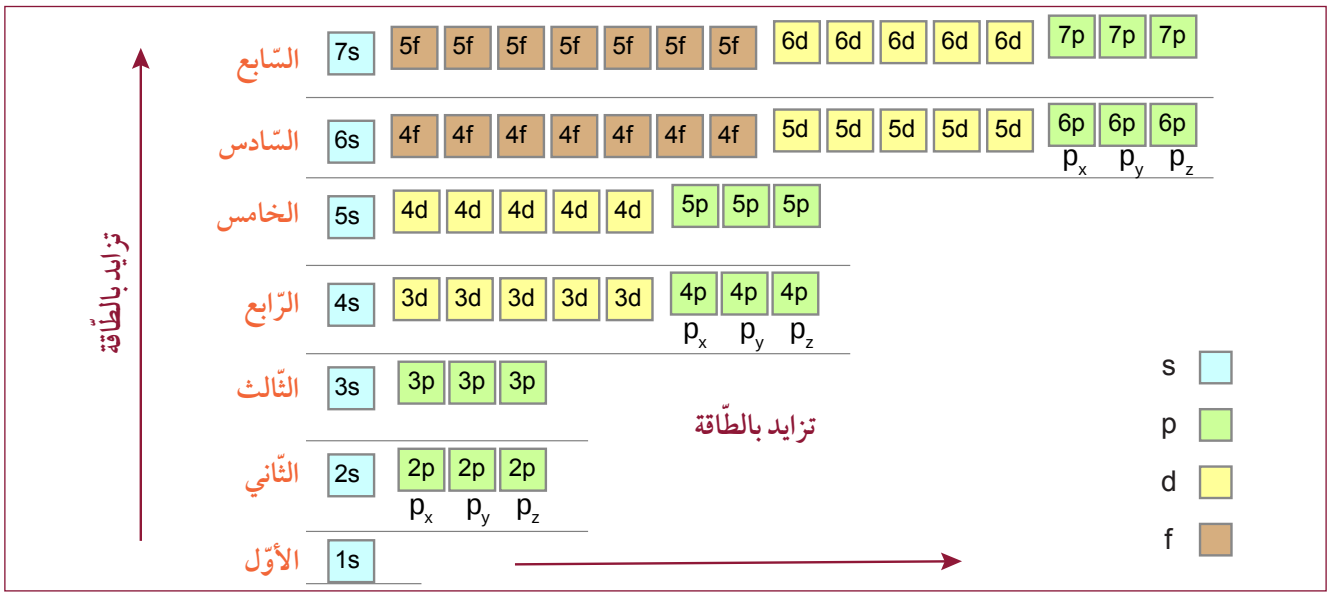
لذرّة عنصر الهيدروجين إلكترون واحد؛ لذلك فإن التّوزيع الإلكترونيّ لهذا العنصر، هو: $1s^1$ كما يبيّن **الشّكل 1-15**. أمّا التّوزيع الإلكترونيّ لعنصر اللّيثيوم ذي العدد الذّرّيّ 3، فهو: $1s^22s^1$، وهذا يدلّنا على وجود إلكترونين اثنين في المستوى الفرعيّ 1s، وإلكترون ثالث في المستوى الفرعيّ 2s. بكتابة التّوزيع الإلكترونيّ لعنصر الأكسجين ذي العدد الذّرّيّ 8، وهو $1s^22s^22p^4$، نستدلّ على امتلاء المستويين الفرعيّين 2s و1s بشكل كامل، ووجود أربعة إلكترونات في المستوى الفرعيّ 2p.



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

كيفيّة كتابة التّوزيع الإلكترونيّ

لتحديد التّوزيع الإلكترونيّ لذرّة ما، يجب أنّ 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 الأولى، والأفلاك الموجودة داخل كلّ منها.

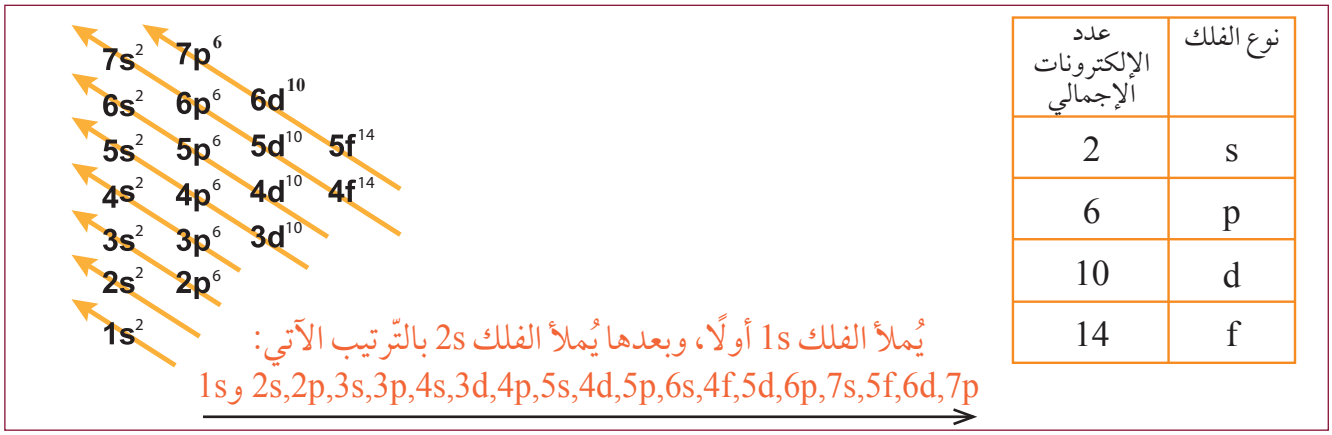


الشّكل 1-16 الأفلاك في مستويات الطّاقة السّبع الأوائل الرّئيسة.

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 الفلك	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 أنّ يكون غير ممتلئ كلّيًّا.

مثال 1

المسألة: كتابة التّوزيع الإلكترونيّ لعنصر السّيليكون $_{14}Si$.

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 بالطّاقة إلى أعلى، على أنّ تملأ كلّ مستوى فرعيّ كلّيًّا 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.

الجواب: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$ أو $[Ne]3s^2\ 3p^2$

ترتيب ملء الإلكترونات	عدد الإلكترونات	عدد الإلكترونات الكلّي
1s	2	2
2s	2	4
2p	6	10
3s	2	12
3p	6	18
4s	2	20

الإلكترونات التي تملأ المستويات الفرعيّة

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

مثال 2

المسألة: كتابة التّوزيع الإلكترونيّ لعنصر التيكتينيوم $_{43}Tc$

الحلّ: عدد الإلكترونات عنصر التّيكتينيوم هو 43.

1. إستخدم المخطّط في **الشّكل 1-17** لمعرفة ترتيب ملء المستويات الفرعيّة، وتحديد سعة كلّ مستوى فرعيّ.
2. إبدأ بملء المستويات الفرعيّة من الأدنى بالطّاقة إلى أعلى على أنّ تملأ كلّ مستوى فرعيّ كلّيًّا قبل الانتقال إلى المستوى الفرعيّ الّذي يليه حتّى تصل إلى ملء 38 إلكترونًا، وذلك للسبب الآتي: إذا امتلأ المستوى الفرعيّ 4d، يصبح عدد الإلكترونات أكثر من 43 إلكترونًا.
3. ضع الإلكترونات الخمسة المتبقية في المستوى الفرعيّ غير الممتلئ، أيّ 4d.

الجواب: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^5$ أو $[Kr]5s^2 4d^5$

ترتيب ملء الإلكترونات	عدد الإلكترونات	عدد الإلكترونات الكلّي
1s	2	2
2s	2	4
2p	6	10
3s	2	12
3p	6	18
4s	2	20
3d	10	30
4p	6	36
5s	2	38
4d	10	48
5p	6	54

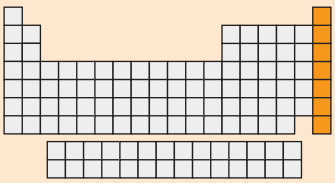
الإلكترونات الّتي تملأ المستويات الفرعيّة

التيكتينيوم 43 إلكترونًا ← 38 إلكترونًا +5 إلكترونات في المستوى الفرعي 4d

الغازات النّبيلة (الخاملة)

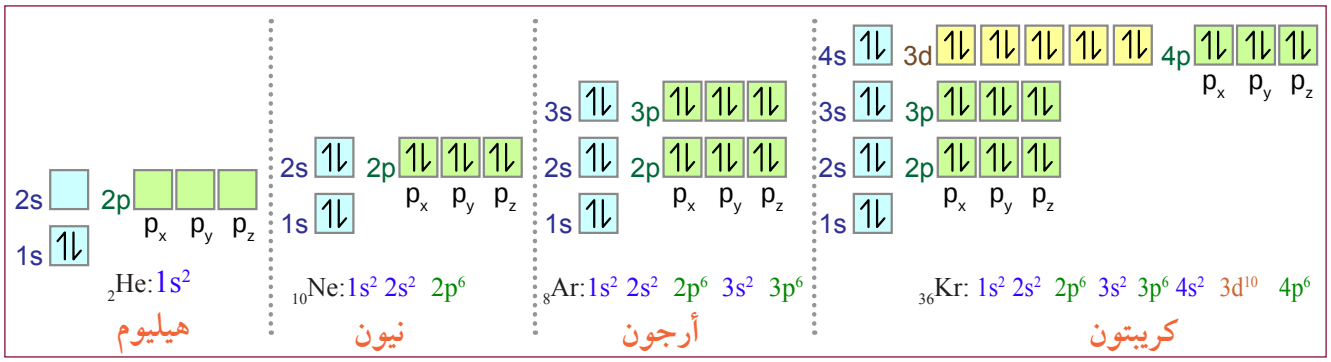
العناصر الأربعة الأخفّ كتلةً من الغازات النّبيلة على التّوالي هي: الهيليوم (He)، النّيون (Ne)، الأرجون (Ar)، الكريبتون (Kr). هذه العناصر لا ترتبط كيميائيًّا بأيّ من عناصر الجدول الدّوريّ الأخرى (مع بعض الاستثناءات النّادرة).

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 الأخف كتلة.

أُنظر إلى الأفلاك الّتي تمثّل أعلى عدد كمّ رئيس. للهيليوم الفلك (s) فقط، ولكنّ هذا الفلك (s) ممتلئ كلّيًّا. أمّا النّيون والأرجون الكريبتون، فجميعها لديها مستوى الطّاقة الأعلى ممتلئ كلّيًّا. **(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.

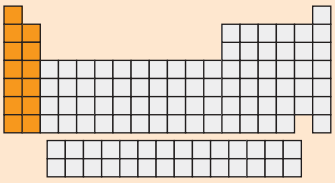
العناصر الّتي لديها مستويات طاقة ممتلئة كليًّا، يكون لها أدنى طاقة كامنة لذلك لا تكوّن روابط كيميائيّة.

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 كلّيًّا؛ ولهذا، فإنّ هذه العناصر لا تكوّن روابط بسهولة.

فلزّات المجموعة 1 و المجموعة 2

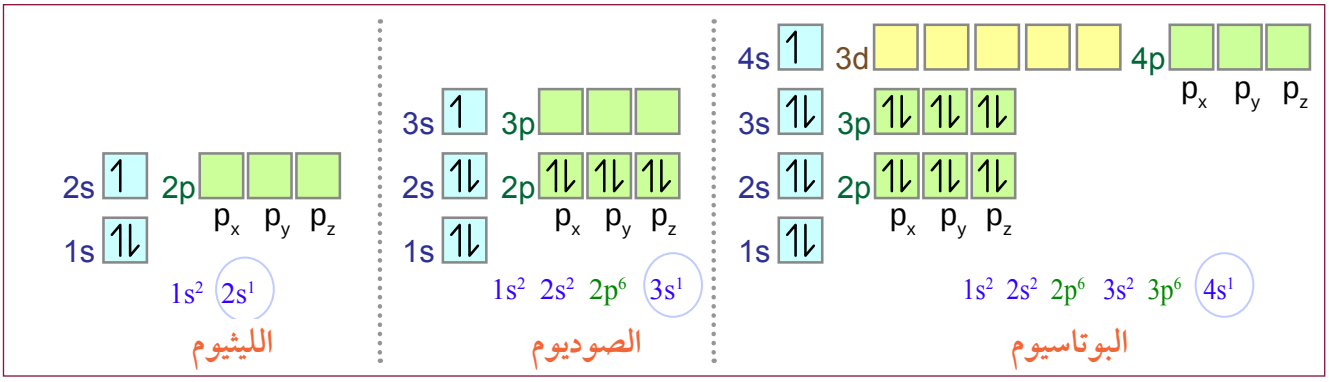
سؤال للمناقشة

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



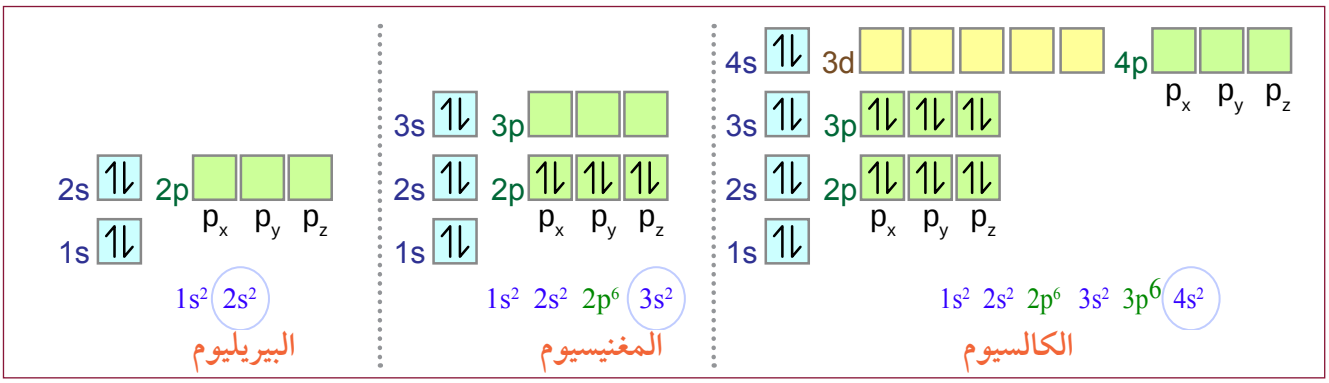
الفلزّات القلويّة (عناصر المجموعة1) والفلزّات القلويّة الأرضيّة (عناصر المجموعة 2) تفقد الإلكترونات بسهولة. فذرّة الصّوديوم تكوّن أيّونًا موجبًا (Na^+)، عندما تفقد الإلكترون الوحيد لديها في مستوى الطّاقة الأعلى. هكذا أيضًا يتكوّن أيّون اللّيثيوم الموجب الشّحنة (Li^+) وأيّون البوتاسيوم الموجب الشّحنة (K^+). أمّا ذرّة البيريليوم فلديها قدرة على فقدان إلكترونين اثنين لتكوّن الأيّون 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).

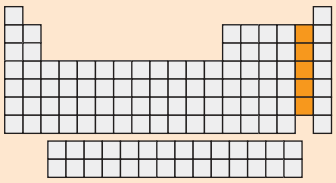
تعدّ عناصر البيريليوم (Be) والمغنيسيوم (Mg)، والكالسيوم (Ca)، من أكثر الفلزّات القلويّة الأرضيّة شيوعًا (المجموعة 2). تميل هذه العناصر إلى فقدان الإلكترونات بسهولة؛ ولكنّها تفقد إلكترونين بدلًا من واحد لتكوّن أيّوناتها الموجبة Be^{2+}، Mg^{2+} و Ca^{2+}. هل يمكنك توقّع ذلك من التّوزيع الإلكترونيّ في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



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

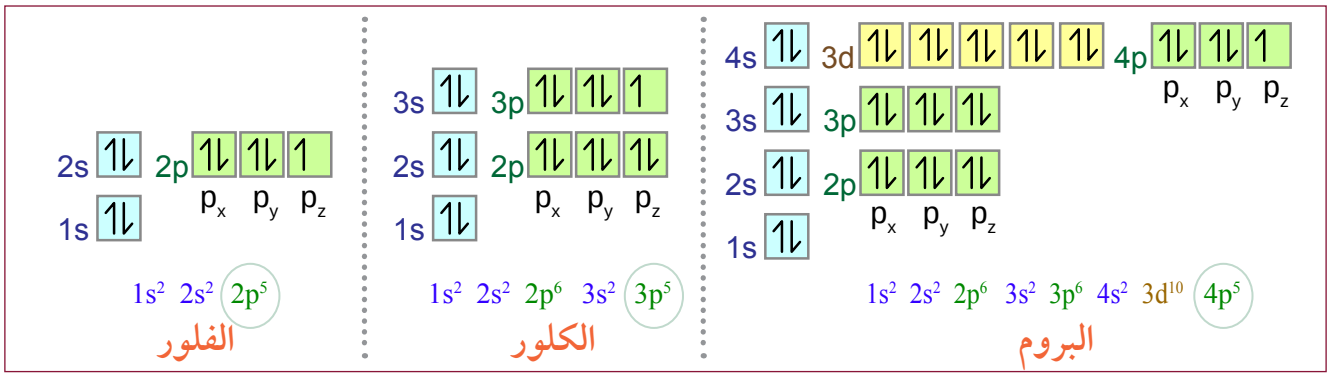
الهالوجينات

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 العمود الّذي يسبق مجموعة الغازات النّبيلة في الجدول الدّوريّ. على عكس الفلزّات، تميل الهالوجينات إلى كسب الإلكترونات بدلًا من فقدانها. لذلك يكوّن الفلور الأيّون السّالب (F^-)، ويكوّن الكلور الأيّون السّالب ($C\ell^-$)، ويكوّن البروم الأيّون السّالب (Br^-)، ويكوّن اليود الأيّون السّالب (I^-).

يبيّن **الشّكل 1-22** التّوزيع الإلكترونيّ لثلاثة من عناصر الهالوجينات الواردة مسبّقًا. هل يمكنك أنّ تتوقّع سبب ميل هذه العناصر إلى كسب إلكترون واحد؟



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

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

تكوّن الهالوجينات مركّبات أيّونيّة بسهولة، من خلال كسب إلكترون واحد من عنصر آخر. وبما أنها تحتاج إلى إلكترون واحد لتصل إلى مستوى طاقة ممتلئ، غالبًا، تكوّن الهالوجينات أيّونات سالبة ذات شحنة (-1) مثل F^-، و $C\ell^-$، و Br^-، و I^-.

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

يُفسِّر سلوك الغازات 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 كسبها، للحصول على مستويات طاقة ممتلئة كلّيًّا.

التّوزيع الإلكترونيّ للأيّونات

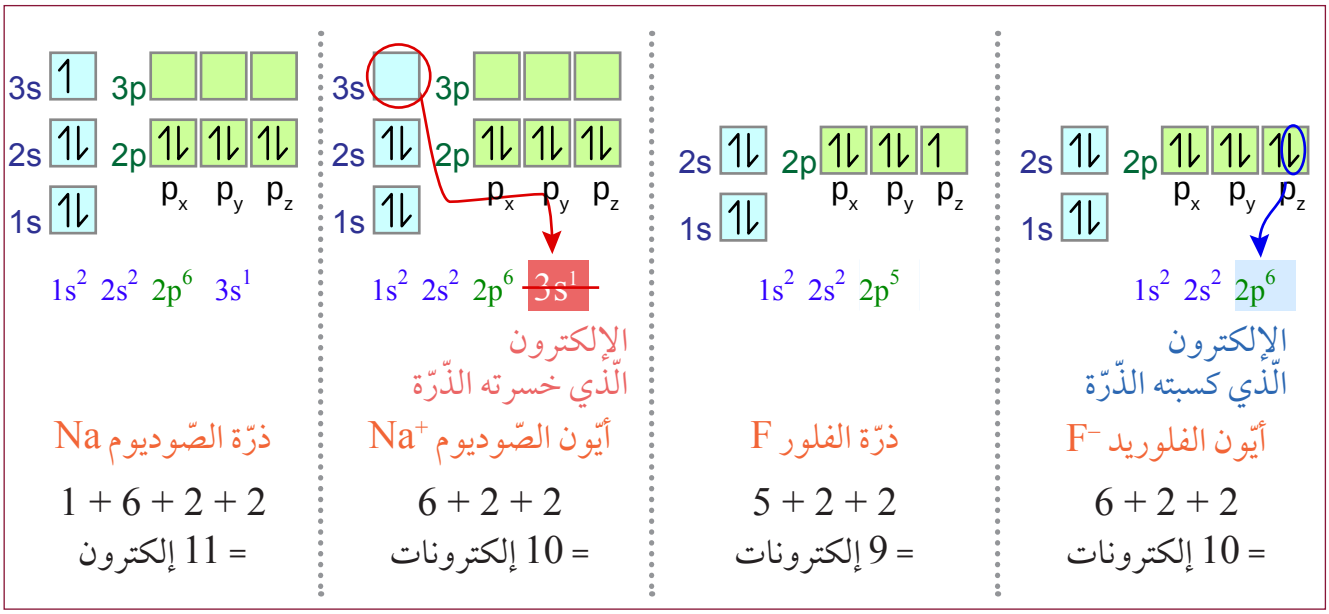
سؤال للمناقشة

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 كسب إلكترونًا، وبذلك يزداد عدد الإلكترونات في أيّون الفلوريد على 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** أنّ التّوزيع الإلكترونيّ لـ F^- هو: $1s^2 2s^2 2p^6$.



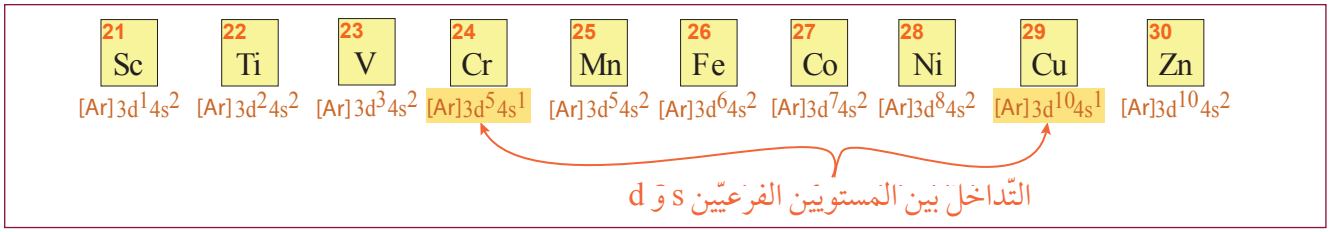
الشّكل 1-23 التّوزيع الإلكترونيّ لكلّ من أيّون الصّوديوم Na^+ وأيّون الفلوريد F^-.

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 تكسبها لتحصل على التّوزيع الإلكترونيّ للغاز النّبيل الأدنى بالطّاقة. أيّون Na^+، وأيّون F^-، وذرّة Ne جميعها **متساوي في عدد الإلكترونات Isoelectric** أيّ إنّ لديها التّوزيع الإلكترونيّ نفسه.

الفلزّات الانتقاليّة (السّلسلة الانتقاليّة الأولى)

الإلكترونات الموجودة في المستويين الفرعيّين 4s و 3d لهما الطّاقة نفسها تقريبًا. وهذا ينطبق أيضًا، على طاقة الإلكترونات الموجودة في المستويين الفرعيّين 5s و 4d. وبسبب تقارب الطّاقة بينهما، فإنّ المستويين الفرعيّين 4s و 3d لا يمتلئان بالتّرتيب العدديّ للإلكترونات المضافة إلى هذين المستويين الفرعيّين بالتّرتيب الّذي يتّبع قواعد التّوزيع الإلكترونيّ العامّة. ذلك أن هذا التّداخل بين هذين المستويين الفرعيّين s و d في التّوزيع الإلكترونيّ للعنصرين الكروم $_{24}Cr$ والنّحاس $_{29}Cu$ (**الشّكل 1-24**) يفسّر تعقيدات أنّماط التّرابط لدى الفلزّات الانتقاليّة.



الشّكل 1-24 التّوزيع الإلكترونيّ للإلكترونات في مستوى الطّاقة الأخير لثمانية عناصر انتقاليّة. 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 $[Ar]4s^1\ 3d^5$ لأنّ أفلاك 4s، 3d تكون نصف ممتلئة فيكون العنصر أكثر استقرارًا وأقلّ طاقة. وفي حالة عنصر النّحاس (Cu)، يتوقّع أن يكون للتّوزيع الإلكتروني $[Ar]4s^2\ 3d^9$. لكنّ التّوزيع الإلكتروني الفعلي له $[Ar]4s^1\ 3d^{10}$، لأنّ 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 $_{27}Co$؟

الحلّ: لعنصر الكوبلت 27 إلكترونًا.

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

ترتيب ملء المستويات الفرعيّة بالإلكترونات	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d	5p
عدد الإلكترونات في كلّ مستوى فرعيّ	2	2	6	2	6	2	10	6	2	10	6
عدد الإلكترونات الكلّيّ	2	4	10	12	18	20	30	36	38	48	54

إذا اتّبعنا الجدول أعلاه، نجد أنّ العدد الكلّيّ للإلكترونات في مستوى الطّاقة 4s هو 20، أيّ أقلّ من 27؛ لذلك يمتلئ المستوى الفرعيّ 3d بسبعة إلكترونات فقط. وبالتّالي، يكتب التّوزيع الإلكترونيّ لعنصر الكوبلت كالآتي: $1s^2 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^7$ أو $[Ar]4s^2\ 3d^7$.

إلكترونات التّكافؤ

الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة في ذرّة عنصر ما تسمّى **إلكترونات التّكافؤ 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 كلّيًّا وتقع تحت مستوى الطّاقة الخارجيّة، علمًا أنّ جميع الإلكترونات في الطبقات الدّاخليّة مرتبطة بنواة الذّرّة ارتباطًا شديدًا، ممّا يجعلها لا تسهم في تكوين روابط كيميائيّة. مثال على ذلك، لا يمكن أن يُعدَّ الإلكترونان في مستوى الطّاقة الأوّل في ذرّة عنصر الكربون (1s) كإلكترونَيْ تكافؤ، وبالتّالي، فهما لا يتشاركان في الرّوابط الكيميائيّة الّتي يمكن أنّ 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) بدءًا بالمستوى الفرعي (s)، تجاهل الإلكترونات جميعها في مستويات الطّاقة الممتلئة.

$1s^2\,2s^2\,2p^6\,(3s^2)$

$1s^2\,2s^2\,2p^6\,(3s^2\,3p^5)$

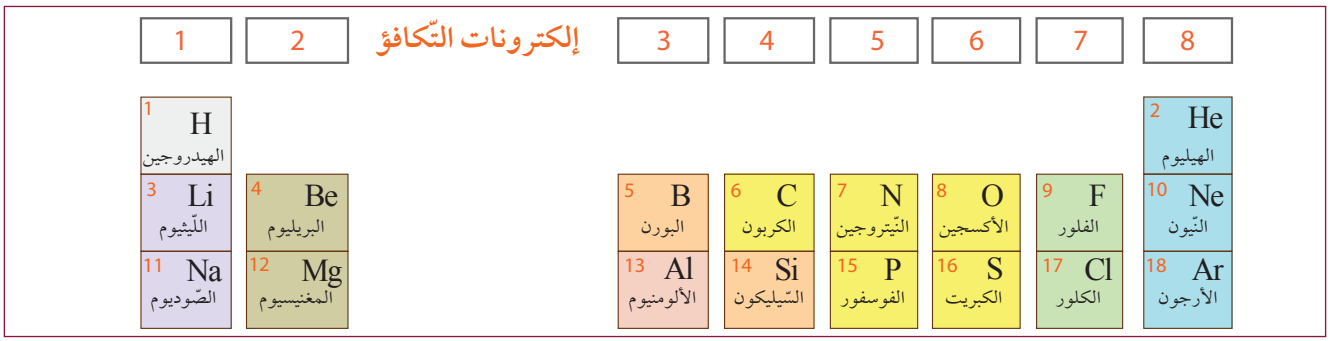
(3) الإلكترونات، المتبقية في أعلى مستوى طاقة مشغول بالإلكترونات، هي إلكترونات التّكافؤ.

للمغنيسيوم إلكترونا تكافؤ $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$

للكلور سبعة إلكترونات تكافؤ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

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.

قاعدة هوند والتّكافؤ

الأفلاك (p) الثّلاثة (p_x، p_y، p_z) لها الطّاقة ذاتها ، وذلك لوجودها على مسافة متساوية من النّواة. ومنعًا لتنافر إلكتروناتها، تمتلئ الأفلاك الفرعيّة (p_x، p_y، p_z) بالإلكترونات بشكل فرديّ قبل أنّ تمتلئ بصورة مزدوجة، وبذلك تجعل التّنافر بين الإلكترونات في حدّه الأدنى، فتتّخذ ترتيبات الإلكترون الطّاقة الأدنى. وهذا ما يسمّى **بقاعدة هوند Hund's rule** نسبة 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 الأفلاك بشكل فرديّ أوّلًا.

	التّوزيع الإلكترونيّ	1s 2s $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$	إلكترونات التّكافؤ	التّكافؤ
البورون	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	↿⇂ ↿⇂ 1 ☐ ☐	3	3
الكربون	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	↿⇂ ↿⇂ 1 1 ☐	4	4
النّيتروجين	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	↿⇂ ↿⇂ 1 1 1	5	3
الأكسجين	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	↿⇂ ↿⇂ ↿⇂ 1 1	6	2

الجدول 1-6 تنصّ قاعدة هوند على أنّ الإلكترونات تشغل كلًّا من الأفلاك p_z، p_y، p_x منفردة قبل أنّ تصبح مزدوجة.

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).

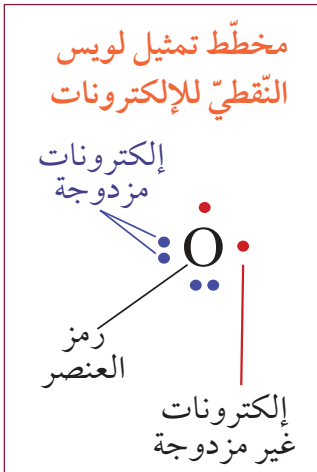
يحدّد، بأكثر الحالات، عدد إلكترونات غير المزدوجة، عدد الرّوابط الكيميائيّة الّتي يمكن أنّ يكوّنها عنصر ما. **فالتّكافؤ Valency** هو عدد الإلكترونات الّتي يمكن أنّ تكسب، أو تفقد، أو تتشارك لتكوين الرّوابط الكيميائيّة. إذ يظهر **الجدول 1-6** أنّ لعنصر النّيتروجين خمسة إلكترونات تكافؤ، ولكنّ يكوّن هذا العنصر ثلاثة روابط كيميائيّة، وبالتّالي، فإنّ تكافؤ هذا العنصر هو ثلاثة . كذلك عنصر الأكسجين لديه إلكترونان اثنان غير مزدوجين؛ لذلك يكوّن رابطتين كيميائيّتين، وبالتّالي، تكافؤ الأكسجين هو اثنان.

ولكنّ هناك استثناءات لهذا. فإذا أخذنا عنصر الكربون، فإنّ تكافؤ هذا العنصر هو أربعة بدلًا من اثنين، وذلك يرجع إلى تداخل يحدث بين المستويين الفرعيّين s و p في ذرّة عنصر الكربون لوصول الذّرّة إلى أقلّ طاقة ممكنة، وبالتّالي، تصبح أكثر استقرارًا كما يبيّن **الشّكل 1-26**. أمّا لعنصر البورون فهناك أيضًا استثناءات؛ لذلك نجد أنّ تكافؤ هذا العنصر هو ثلاثة. هذه الاستثناءات سوف تُشرح لاحقًا.

الشّكل 1-26 التّداخل بين المستويين الفرعيّين s و p في ذرّتي العنصرين: الكربون والبورون.

مخطّطات تمثيل لويس النّقطيّ للإلكترونات

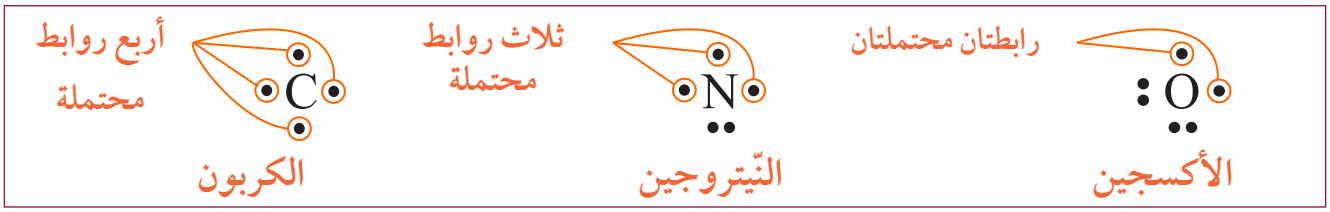
يمثل مخطّط **تمثيل لويس النّقطيّ للإلكترونات Lewis dot diagram** إلكترونات التّكافؤ الثّمانية الممكنة بثماني نقاط مرتّبة حول رمز العنصر. يُظهر مخطّط تمثيل لويس النّقطيّ للإلكترونات الخاصّ بذرّة الأكسجين ستّةَ إلكترونات تكافؤ: زوجان كلّ منهما ممثّل بنقطتين، إلكترونان ممثلان بنقطتين مفردتين. بما أنّ الإلكترونات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



إلكترونات التّكافؤ							
1	2	3	4	5	6	7	8
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

الشّكل 1-27 مخطّطات تمثيل لويس النّقطيّة 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 أنّ تضع النّقطة الأولى إلى يمين الرّمز، كما يمكنك إضافة النّقاط إمّا في اتّجاه دوران عقارب الساعة أو عكسه. يظهر الشّكل أعلاه مخطّطات تمثيل لويس النّقطيّة للعناصر الـ 18 الأولى. ولكون عنصري الهيدروجين والهيليوم صغيرين، لا يوجد أكثر من إلكترونين في مستوى الطّاقة الأوّل (إلكترونات تكافؤ الهيليوم هي 2). أمّا عناصر الأعداد الذّرّيّة من (3) إلى (18) فيمكنها أنّ 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 من ذات العدد الذّرّيّ من (11) إلى (18).



الشّكل 1-28 نقاط لويس والرّوابط الكيميائيّة.

الشّكل 1-28 تحتوي ذرّة الكربون على 4 إلكترونات تكافؤ مفردة، 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 مخطّط تمثيل لويس النّقطيّ لذرّة الأكسجين وجود زوجي إلكترونات وإلكترونين منفردين، يمكن لكلّ من الإلكترونيّن المنفردين تكوين رابطة كيميائيّة.

تدريبات على إلكترونات التّكافؤ

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

a. اُكتب 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 وإلكترونات تكافؤهما تساوي ثلاثة، وأعطِ التّوزيع الإلكترونيّ لكلّ منهما.

الحلّ:

- وجود ثلاث إلكترونات تكافؤ يعني توزيعًا إلكترونيًّا لأعلى مستوى طاقة مشغول بشكل عامّ: 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: $1s^22s^22p^1$
- 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: $1s^22s^22p^63s^23p^1$

مثال 5

المسألة: سمِّ عنصرين لديهما تكافؤ 1، ويقعان في الدّورة الثّانية من الجدول الدّوريّ.

الحلّ:

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

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

2-1 التّوزيع الإلكترونيّ

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

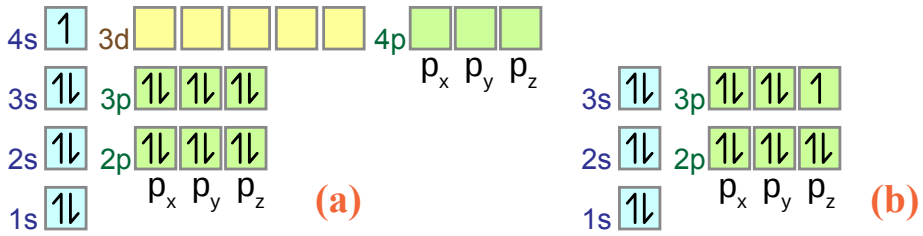
يحتوي الجدول أدناه على تمثيلات متعدّدة للتّوزيع الإلكترونيّ لعناصر مختلفة. بالرجوع إلى معلوماتك، إملأ الفراغ بالمعلومات النّاقصة.

العنصر	العدد الذّرّي	التّوزيع الإلكترونيّ	مخطّط الأفلاك	إلكترونات التّكافؤ	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 ☐			

تقويم الدّرس 1-2

1. مستعينًا بالجدول الدّوريّ، أُكتب رموز العناصر الّتي ينتهي التّوزيع الإلكترونيّ لديها p^4.

2. للتّرتيبات الإلكترونيّة (a ،b) المبيّنة في المخطّط أدناه:



a. أُكتب رموز هذين العنصرين.

b. أُكتب التّوزيع الإلكترونيّ لكلّ منهما بطريقة أوفباو.

c. حدّد عدد إلكترونات التّكافؤ لكلّ عنصر. اِستنتج تكافؤ كلّ منهما.

d. أُكتب تمثيل لويس النّقطيّ لكلّ منهما.

3. أدرس العناصر الآتية:

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

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

b. ما عدد إلكترونات تكافؤ هذا العنصر وتكافؤه؟

c. أُكتب تمثيل لويس النّقطيّ لهذا العنصر.

4. كتب طالب التّوزيع الإلكترونيّ الآتي: $1s^22s^12p^63s^13p^1$. حدّد خطأ الطّالب، واكتب التّوزيع الإلكترونيّ الصّحيح لهذا العنصر المكوّن من عدد الإلكترونات ذاته؛ علّل إجابتك.

5. اِستخدم التّوزيع الإلكترونيّ لتحديد أيّ من العناصر الآتية يختلف كيميائيًّا عن العناصر الأخرى: الألومنيوم Al، الكالسيوم Ca، المغنيسيوم Mg، الجاليوم Ga. علّل إجابتك.

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

7. اِستخدم مخطّطات تمثيل لويس النّقطيّة للإلكترونات المبيّنة أدناه، وقائمة العناصر المرفقة لمطابقة العنصر الصّحيح مع مخطّط تمثيل لويس النّقطيّ التّابع له:

البورون	المغنيسيوم	الأكسجين	الأرجون	الفسفور	السيليكون
(a)	(b)	(c)	(d)	(e)	(f)

8. ما نصّ قاعدة هوند؟

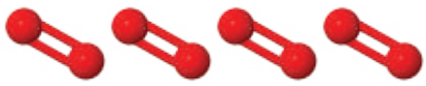
9. اكتب التّوزيع الإلكترونيّ لعنصر الفلور F، وعنصر الكبريت S، وللأيون Ca^{2+} بحسب قاعدة هوند.

الدّرس 1-3
الرّوابط الكيميائيّة

الرّوابط الكيميائيّة قويّة بشكل غير اعتياديّ على مستوى الذّرّات، فلك أنّ تتخيَّل إبعاد شخصين ممسك أحدهما بالآخر بقوّة تساوي كتلتهما، إذ تحتاج هذه العمليّة إلى طاقة تساوي 800 J تقريبًا. قارن بين هذه القيمة وقيمة الطّاقة الّتي تلزم لتفكيك ذرّتيّ أكسجين إحداهما عن الأخرى (360,000,000 J) والموجودة في كتلةٍ مساويةٍ لكتلة جزيء أكسجين O_2. فالقوى الموجودة في الرّوابط الكيميائيَّة تكون أقوى بمليون مرَّة من القوى الّتي يمكننا صنعها بوساطة 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 المتحوِّل إلى بخار يفصل الهيدروجين والأكسجين إلى حالتهما الغازيَّة الأوّليّة. هذا ممكن بالتَّأكيد، لكنّ ذلك يتطلَّب طاقة أكبر بكثير من الحرارة اللّازمة للغليان. فتحويل جرام واحد من الماء عند 100 °C إلى بخار يتطلَّب طاقة مقدارها 2,230 J، في حين يتطلَّب فصل جرام واحد من الماء عند 100 °C إلى هيدروجين وأكسجين طاقة مقدارها 15,566 J، وهذا يعادل سبعة أضعاف الطّاقة. فالماء يغلي عند 100 °C. وللبدء بفصل جزيئات الماء إلى هيدروجين وأكسجين لا بُدّ من درجات حرارة أعلى من 2400 °C.

مخرجات التّعلُّم

C1101.1 يصف ويفسّر أنّ الرّوابط الكيميائيّة جميعها عبارة عن قوى كهربائيّة، ويستخدم تراكيب تمثيل لويس النّقطيّ للإلكترونات لتمثيل الرَّابطة الأيّونيَّة، والرَّابطة التَّساهميَّة، والرَّابطة التَّناسقيَّة.

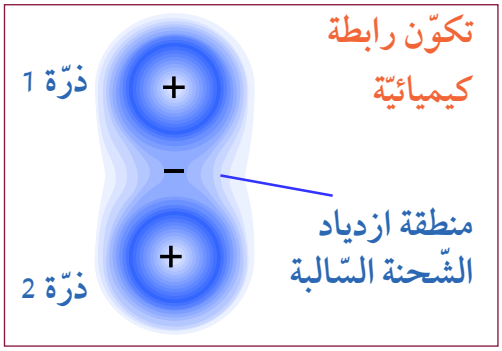
C1101.5 يصف الرَّابطة التَّساهميَّة بدلالة تداخل الأفلاك، وتكوّن روابط (سيجما σ)، وروابط (باي π).

المفردات

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

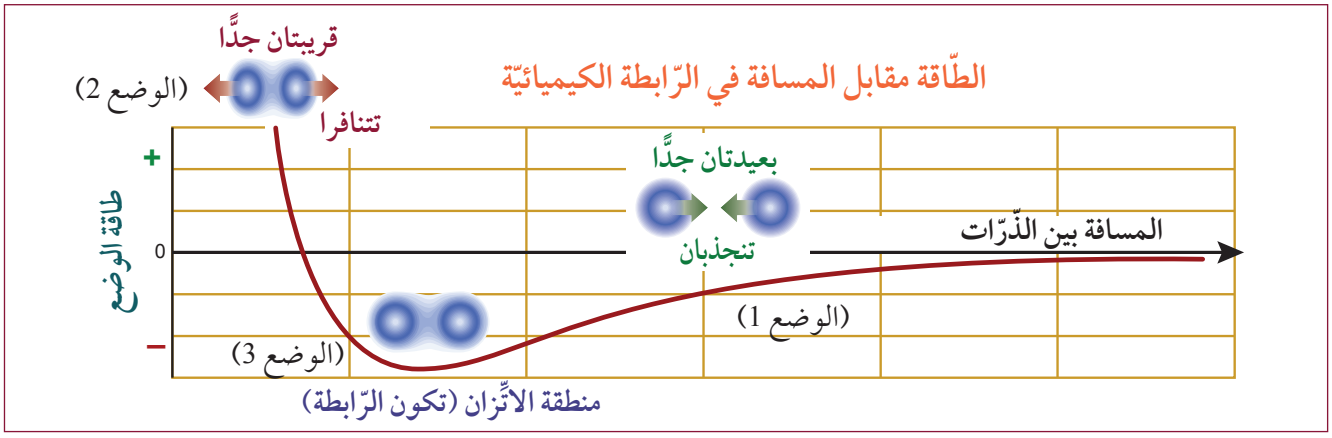
الرَّوابط الكيميائيَّة والطَّاقة

الرَّابطة الكيميائيَّة Chemical bond هي عبارة عن قوّة تجاذب تنشأ بين ذرَّتين أو أكثر. وتتكوّن الرَّوابط الكيميائيَّة 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 كيميائيَّة، تؤدّي إلى نشوء منطقة صغيرة من الشّحنة السّالبة، تجذب النّواتين الموجبتين الشّحنة اللّتين تقعان إلى جانبيها.



الشّكل 1-29 زوج من الإلكترونات مشترك بين ذرَّتين.

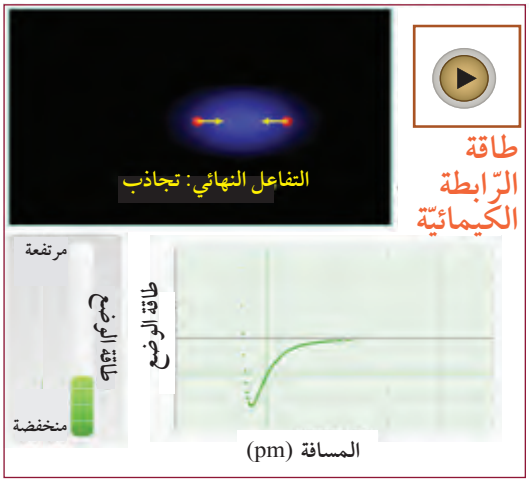
يوضح **الشّكل 1-30** الطّاقة الكلّيّة لنظام مكوّن من ذرّتين عندما تكونان على مسافات مختلفة إحداهما من الأخرى. فالذّرّتان تتجاذبان عندما تكون بينهما مسافات كبيرة نسبيًّا (الوضع 1)، وتنخفض طاقة الرّابطة كلّما تقاربتا. وفي نهاية المطاف تتداخل السّحابتان الإلكترونيّتان بشكل كبير، وتتنافر الذّرّتان، ولكنّ 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).



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.

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؛ لأنّ الطّاقة قد تحرّرت منه.



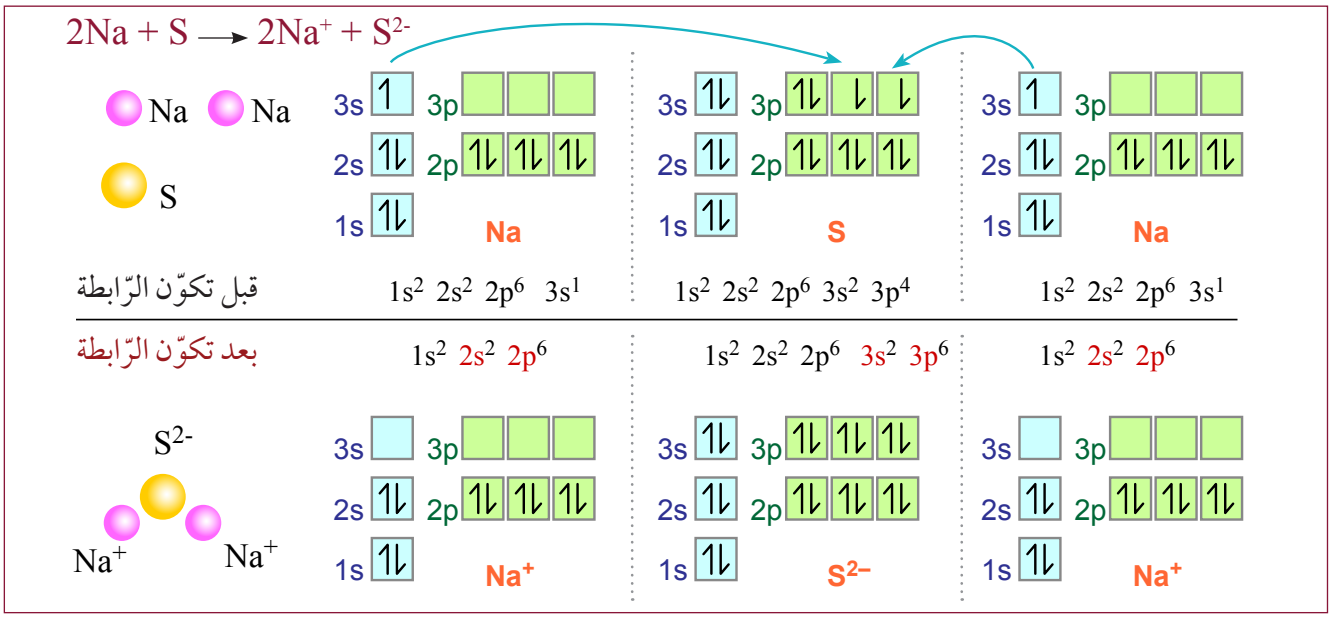
الشّكل 1-31 محاكاة تفاعليّة لطاقة الرّابطة.

الرّوابط والتّوزيع الإلكترونيّ

سؤال للمناقشة

ما الأيّون الّذي يمكن أن تكوّنه ذرّة الكلور؟

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 أنّ تفقد هذا الإلكترون لتكوّن رابطة كيميائيّة واحدة فقط، في حين تحتوي ذرّة الكبريت على ستّة إلكترونات تكافؤ، وتكافؤها يساوي اثنين، ويمكنها أنّ 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 أيّونات الصّوديوم الموجبة الشّحنة، فينجذبان إلى أيّون الكبريتيد ذي الشّحنة السّالبة لتكوين رابطة أيّونيّة.



الشّكل 1-32 التغيّرات الّتي تحدث في التّوزيع الإلكترونيّ عند تكوين المركّب الأيّونيّ كبريتيد الصّوديوم.

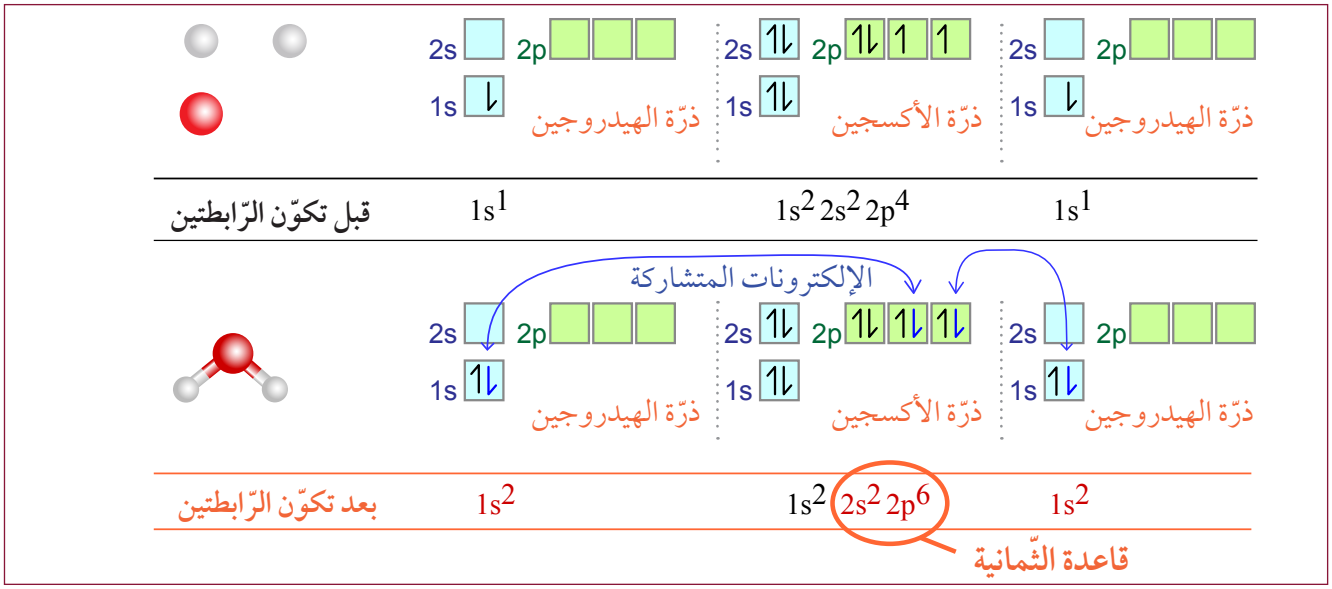
عند تكوّن أيّ مركّب، تصل كلّ ذرّة فيه إلى مستويات طاقة ممتلئة، إمّا بتشارك الإلكترونات، أو بفقد الإلكترونات أو اكتسابها.

بعد تكوّن الرّابطة، يكون لكلّ أيّون صوديوم Na^+ توزيع إلكتروني مماثل للتّوزيع الإلكترونيّ لذرّة النّيون، وهو: $1s^22s^22p^6$، في حين يكون التّوزيع الإلكترونيّ لأيّون الكبريتيد المركزيّ S^{2-} مماثلًا للتّوزيع الإلكترونيّ لذرّة الآرجون، وهو: $1s^22s^22p^63s^23p^6$؛ عندها تكون الصّيغة الكيميائيّة لمركّب كبريتيد الصّوديوم هي Na_2S؛ لأن من الضّروري أنّ يتّحد الصّوديوم والكبريت معًا بنسبة 1:2 وبذلك تمتلئ مستويات الطّاقة للذّرّات الثّلاث، وتصل طاقاتها إلى حدِّها الأدنى، ويكون التّوزيع الإلكترونيّ لكلٍّ منها مماثلًا للتّوزيع الإلكترونيّ للغاز النّبيل.

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

قاعدة الثّمانية

بعد تكوّن أيّ مركّب، تكون الإلكترونات، في أيّ رابطة تساهميّة، مشتركة بين ذرّتين، حيث يوضح **الشّكل 1-33** كيف تصل ذرّتا الأكسجين والهيدروجين إلى مستويات طاقة ممتلئة بوساطة التّشارك بزوج من الإلكترونات، حيث تتشارك ذرّة أكسجين واحدة مع ذرّتي هيدروجين. وهذا يفسّر أنّ الصّيغة الكيميائيّة للماء هي H_2O، وليست H_3O، أو H_5O.

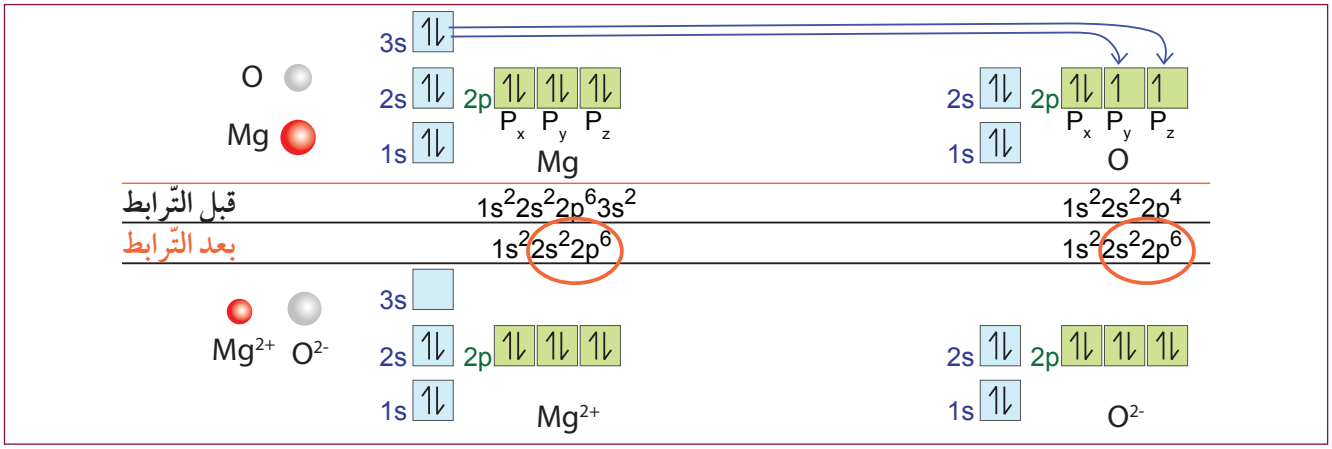


الشّكل 1-33 تفسّر قاعدة الثّمانية سبب ارتباط ذرّتي هيدروجين بذرّة أكسجين واحدة في مركّب H_2O.

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 إلى حالة يكون عندها عدد إلكترونات التّكافؤ يساوي 8، وتسمّى هذه الحالة قاعدة الثّمانية.

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.

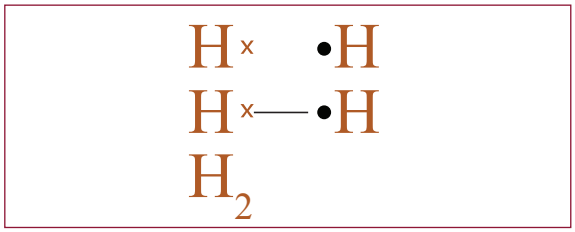


الشّكل 1-34 تفسّر قاعدة الثّمانية سبب ترابط ذرّة المغنيسيوم مع ذرّة الأكسجين.

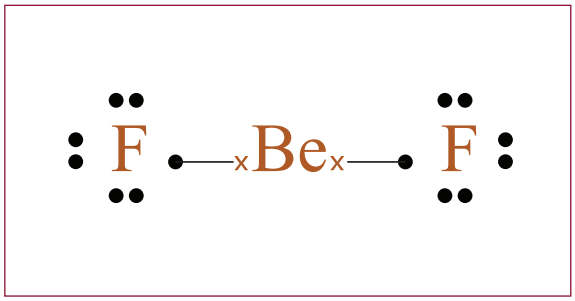
استثناءات قاعدة الثّمانية

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

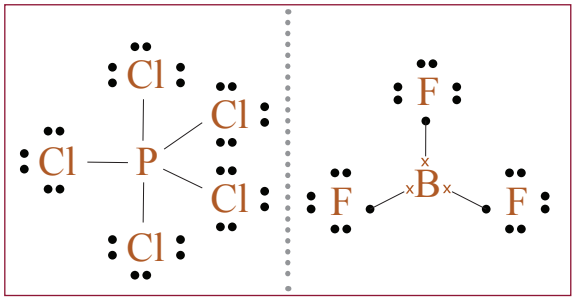
- قاعدة الثّنائي، مثال ارتباط ذرّتي الهيدروجين بإلكترونين اثنين فقط، ويصبح لدى كلّ ذرّة توزيع إلكتروني مستقر مماثل لما في ذرّة الهيليوم. ذرّة اللّيثيوم أيضًا تفقد إلكترونًا ليصبح لديها إلكترونان اثنان في المستوى الفرعي (1s)، والممتلىء كليًّا. يبيّن **الشّكل 1-35** جزيء الهيدروجين H_2، ذلك أن كل ذرّة هيدروجين تشارك زوجًا من الإلكترونات.
- 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 تتقاسمها مع كل ذرّة فلور، كما يبيّن **الشّكل 1-36**.
- تمتلك ذرّة البورون ثلاثة إلكترونات تكافؤ، مما يؤمن لها 6 إلكترونات فقط، في المركّب BF_3 أو BH_3. يمكن لبعض العناصر أنّ 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 أفلاك 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 الأفلاك 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**.



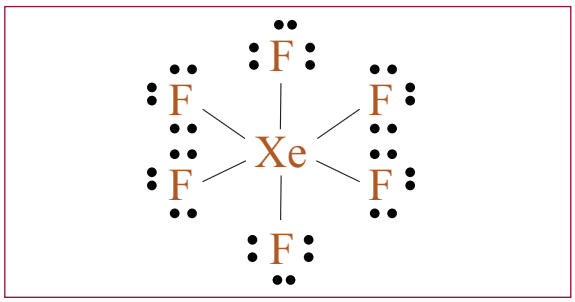
الشّكل 1-35 ذرّة الهيدروجين لا تتبع قاعدة الثّمانية إذ يمتلئ المستوى الفرعيّ 1s بإلكترونين اثنين.



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



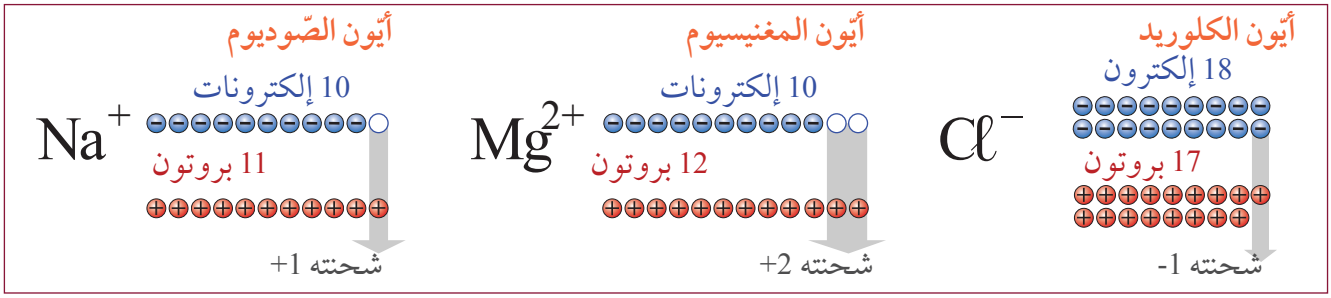
الشّكل 1-37 ذرّة البورون المركزيّة في BF_3 تحاط بستّة إلكترونات فقط، في حين أن ذرّة الفوسفور المركزيّة في الجزيء PCl_5 فتحاط بعشرة إلكترونات.



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

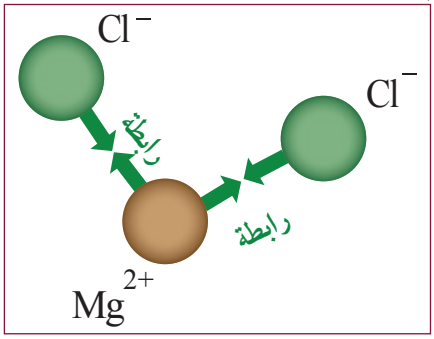
الأيّونات والرّوابط الأيّونيّة

الأيّون Ion جسيم يحمل شحنة كهربائيّة، إذ يمكن أنّ يكون في هيئة ذرّات منفردة، أو مجموعة من الذّرّات المترابطة بروابط تساهميّة. 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 تصبح الأيّونات مشحونة عندما يكون عدد الإلكترونات أقلّ من عدد البروتونات، أو أكثر منها بقليل.

في **الرّابطة الأيّونيّة Ionic bond**، تنتقل الإلكترونات من ذرّات العناصر الفلزّيّة إلى ذرّات العناصر اللافلزّيّة، 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 $MgC\ell_2$.

وتتكوّن الرّابطة الأيّونيّة نتيجة وجود قوى الجذب إلكتروستاتيكيّ بين شحنة موجبة وأخرى سالبة. فمثلًا يتكوّن المركّب الأيّوني $MgC\ell_2$ عند تجاذب أيّوني المغنيسيوم والكلوريد؛ لأنّ كلّ أيّون Mg^{2+} يكون منجذبًا نحو أيّوني $C\ell^{-}$، واللذين يحملان شحنة مخالفة له، انظر **الشّكل 1-40**. والمركّب $MgC\ell_2$ النّاتج يكون متعادلًا كهربائيًّا؛ لأنّ 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، $NaC\ell$. 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 $C\ell^{-}$؛ لموازنة شحنته الموجبة. وهكذا فإنّ الصّيغة الكيميائيّة لمركّب كلوريد المغنيسيوم النّاتج ستكون $MgC\ell_2$.

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 أنّ 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	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. وتذكّر أنّ تركيب لويس الّذي يحوي ثماني نقاط، والآخر الّذي لا يحوي نقاطًا يمثّلان قاعدة الثّمانية، وتذكّر أيضًا أنّ 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**.

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

الشّكل 1-42 تمثيل لويس النّقطيّ والتّوزيع الإلكترونيّ للأيّونات.

يبيّن **الجدول 1-7** تمثيلات لويس النّقطيّة للذرّات والأيّونات الشّائعة لمجموعات العناصر 1A، و2A، 6A، و7A الموجودة في الجدول الدّوريّ. كما نجد أنّ عنصرًا مثل الألومنيوم يعدّ عنصرًا شائعًا في العديد من المركّبات الأيّونيّة، ولكنّه موجود في المجموعة 3A.

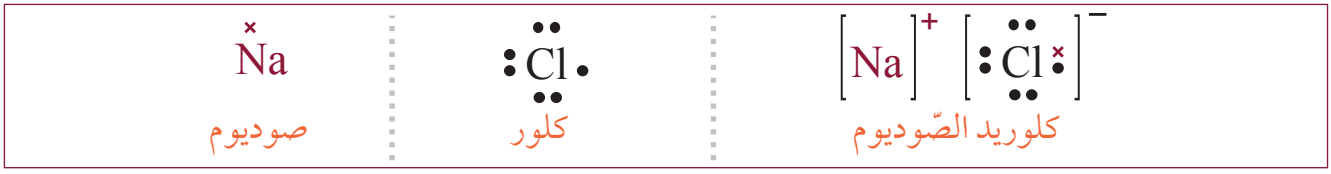
الجدول 1-7 تمثيلات لويس النّقطيّة لبعض الأيّونات الشّائعة.

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
Li	$[Li]^{+}$	$\cdot Be\cdot$	$[Be]^{2+}$	$\cdot Al\cdot$	$[Al]^{3+}$	$:\ddot{O}\cdot$	$[:\ddot{O}:]^{2-}$	$:\ddot{F}:$	$[:\ddot{F}:]^{-}$
Na	$[Na]^{+}$	$\cdot Mg\cdot$	$[Mg]^{2+}$			$:\ddot{S}\cdot$	$[:\ddot{S}:]^{2-}$	$:\ddot{Cl}:$	$[:\ddot{Cl}:]^{-}$
K	$[K]^{+}$	$\cdot Ca\cdot$	$[Ca]^{2+}$			$:Se\cdot$	$[:Se:]^{2-}$	$:Br:$	$[:Br:]^{-}$

تمثيل لويس النقّطيّ للمركّبات الأيّونيّة

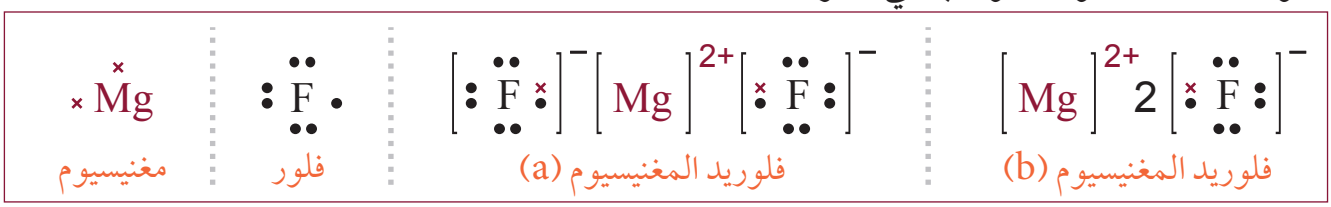
يُعدّ تمثيل لويس النّقطيّ أداة جيّدة لمعرفة تركيب المركّب الأيّوني. حيث تحتوي ذرّة الكلور على سبعة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترون واحد لتصبح ثمانية، في حين يحتوي الصّوديوم على إلكترون تكافؤ واحد، يمكنه الوصول إلى مستوى الطّاقة الاعلى الممتلئ $2s^2 2p^6$ بفقدان هذا الإلكترون. ولتحقيق قاعدة الثّمانية،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

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



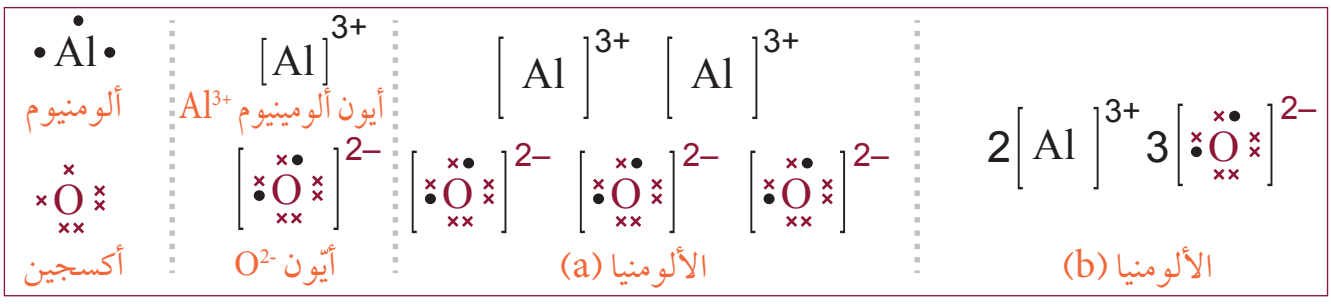
الشّكل 1-43 تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب كلوريد الصّوديوم NaCℓ.

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 بأنّ 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 أنّ أيّون الألومنيوم يحمل شحنة مقدارها 3+، في حين يحمل أيّون الأكسيد شحنة مقدارها 2-. ولموازنة شحنات الأيّونات، يجب أنّ 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 $Aℓ_2O_3$.

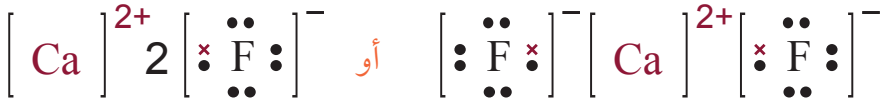
مثال 6

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

الحلّ:

- ارسم تمثيلات لويس النّقطيّة لكلّ من الكالسيوم والفلور وأيّوناتهما.

- لموازنة شحنة أيّون الكالسيوم الّتي تساوي (2+)، يجب أنّ يتوفّر أيّونا فلوريد؛ لأنّ شحنة كلّ منهما تساوي (1-)، إذًا الصّيغة الكيميائيّة الصّحيحة لهذا المركّب هي CaF_2.



فلوريد الكالسيوم

مثال 7

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

الحلّ:

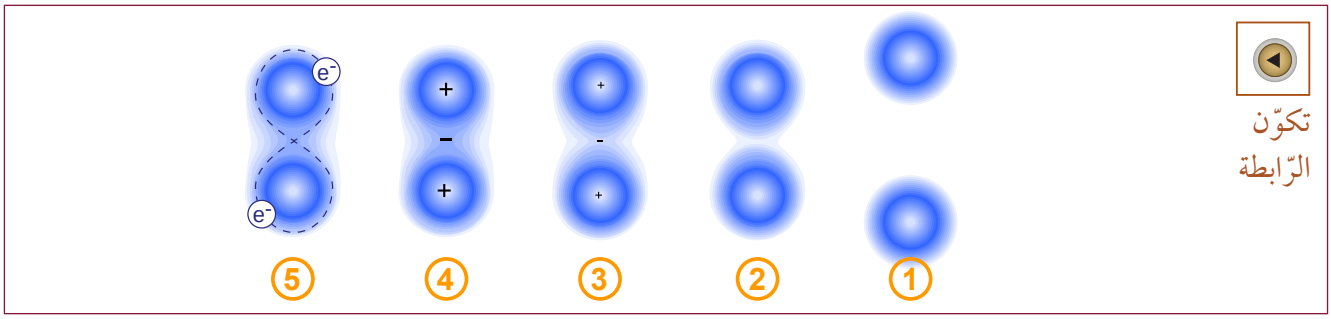
- ارسم تمثيلات لويس النّقطيّة لكلّ من النّيتروجين والبوتاسيوم وأيّوناتهما.

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

نيتريد البوتاسيوم

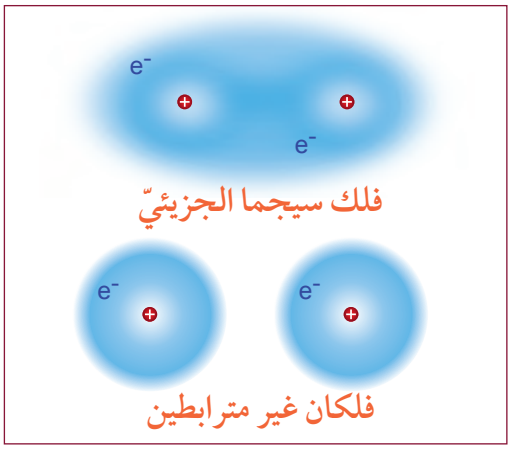
الرّوابط التّساهميّة

الرّابطة التّساهميّة 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. يجري هذا التّعادل عندما تتشارك الذّرّتان اللّتان تكوّنان الرّابطة في زوج من الإلكترونات أو أكثر. إذ يتكوّن الجزيء عندما ترتبط ذرّتان أو أكثر برابطة تساهميّة. وعادة ما تتكوّن الرّوابط التّساهميّة بين ذرّات اللافلزات المتجاورة الموجودة في الجدول الدّوريّ للعناصر. ويعدّ الهيدروجين النّقيّ الثّنائيّ الذّرّة مثالًا جيّدًا على رابطة تساهميّة نقيّة، حيث يوضح **الشّكل 1-46** ذرّتين من الهيدروجين تتقاربان، ويكوّنان 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.



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

تكوّن الذّرّتان في الرّابطة الأحاديّة 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.



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

إنّ قوى التّجاذب النّاشئة من النّواة تسحب تركيز الشّحنة السّالبة المتشكّلة بين الذّرّتين بشكل أعلى قليلًا، وهذه المنطقة ذات الشّحنة السّالبة المحفّزة تجذب كلا النّواتين، وتُنشئ الرّابطة الكيميائيّة. أمّا **الجزيء Molecule** فهو عبارة عن مجموعة من الذّرّات مترابطة بروابط تساهميّة. وتمثيل لويس للرّابطة التّساهميّة موضّح بوساطة النّقط والتّقاطعات في **الشّكل 1-48**، حيث يعدّ جزيء الهيدروجين ثنائيّ الذّرّة H_2، الجزيء الأبسط.

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

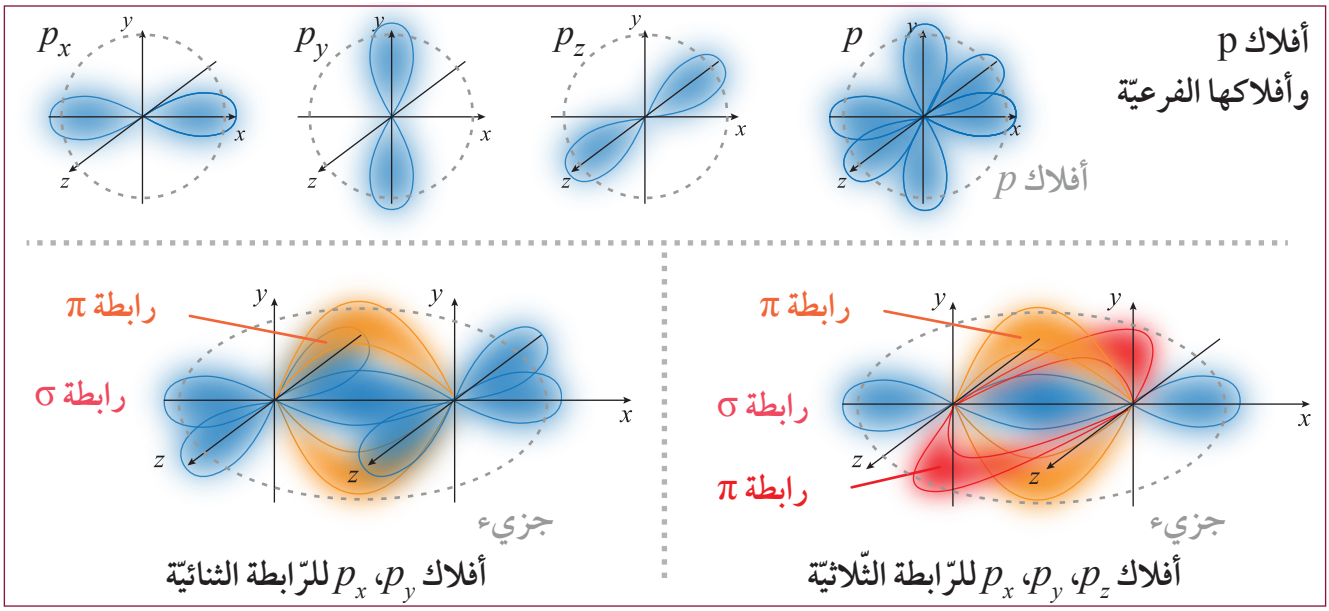
الرّوابط التّساهميّة الثّنائيّة والثّلاثيّة

يتوافر كلّ من الأكسجين والنّيتروجين في الغلاف الجوّيّ في هيئة جزيئات ثنائيّة الذّرّة. ولتحقيق قاعدة الثّمانية، يجب أنّ تتشارك كلّ ذرّة في جزيء O_2 بزوجين من الإلكترونات مع نظيرتها في هيئة رابطة ثنائيّة، في حين يجب أنّ 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 الثّنائيّة والثّلاثيّة.

الرّابطة الثّنائيّة	الرّابطة الثّلاثيّة
O :: O O=O	N ::: N N≡N
جزيء الأكسجين ثنائيّ الذّرّة O_2	جزيء النّيتروجين ثنائيّ الذّرّة N_2

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

يمكن أنّ يظهر الفلك الجزيئيّ للإلكترونات المتشاركة الموجودة في الرّوابط الثّنائيّة والثّلاثيّة في ثلاثة أبعاد. تذكّر أنّ الأفلاك الفرعيّة p_x، p_y، p_y 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 كلتا الحالتين تنشأ فيهما الرّابطة الأولى بين أفلاك (p_x) الفرعيّة للذرّتين، وهذه هي رابطة سيجما قويّة، والثانية، رابطة أضعف تسمّى رابطة باي، وتربط ما بين فلكَيْ (p_y) فرعيّين لكلتا الذّرّتين. حيث تضع **الرّابطة باي pi bond** زوج الإلكترونات أعلى رابطة سيجما وتحتها، أمّا الرّابطة الثّالثة فهي رابطة باي أيضًا. إلّا أنّ هذه الرّابطة تربط فلكَيْ (p_z) فرعيّين، وتكون إما إلى يمين الرّابطة سيجما أو إلى يسارها. (سيجري توضيح تكوّن الرّابطة π في موضوع التّهجين بالوحدة الثّانية).

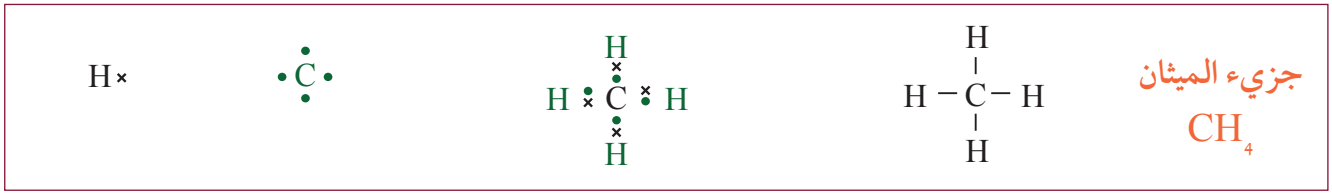
تكون رابطتا باي ضمن المستوى البيانيّ وبزوايا قائمة؛ بسبب قوى التّنافر المتبادلة لإلكتروناتها. وعدم التّماثل هذا يعني أنّ روابط باي تمنع الجزيء من الدّوران حول محور الرّابطة.

تمثيل لويس النّقطيّ والتّركيب الجزيئيّ

سؤال للمناقشة

كيف نحدِّد تركيب الجزيء؟

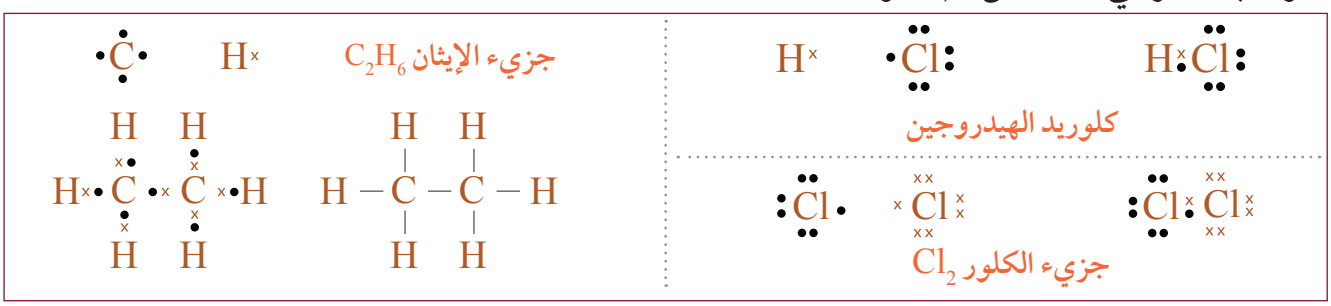
يعدّ تمثيل لويس النّقطيّ أداة جيّدة للتّعرّف إلى التّركيب الجزيئيّ. فلذرّة الهيدروجين إلكترون تكافؤ واحد، وتحتاج إلى إلكترون واحد ليصبح لديها اثنان في مستوى الطّاقة الأوّل . أمّا ذرّة الكربون فلديها أربعة إلكترونات تكافؤ، لذا تحتاج إلى أربعة إلكترونات أُخرى ليصبح لديها ثمانية. يبيّن تمثيل لويس النّقطيّ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



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

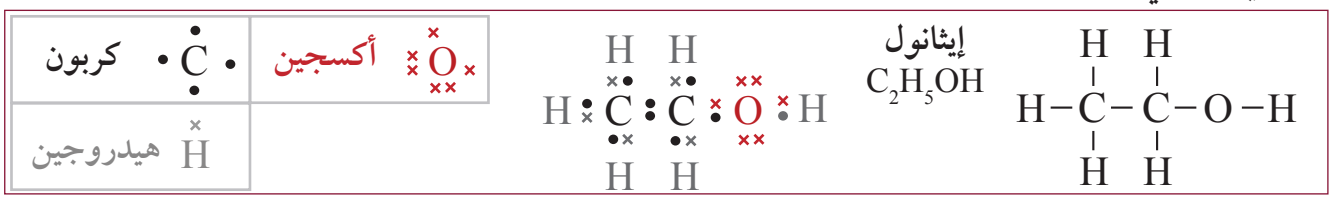
تُحيط بكلّ ذرّة داخل الجزيء في تمثيل لويس النّقطيّ ثماني نقاط تبعًا لقاعدة الثّمانية ، باستثناء الهيدروجين فيكون محاطًا بنقطتين.

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.



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 مضافة إلى الجازولين. يوضح **الشّكل 1-53** أنّ كلّ ذرّة كربون محاطة بثماني نقاط، وأنّ كلّ ذرّة أكسجين محاطة بثماني نقاط أيضًا، وأنّ 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 تطابق النّقاط إلكترونات تكافؤه.



الشّكل 1-53 تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب الإيثانول C_2H_5OH.

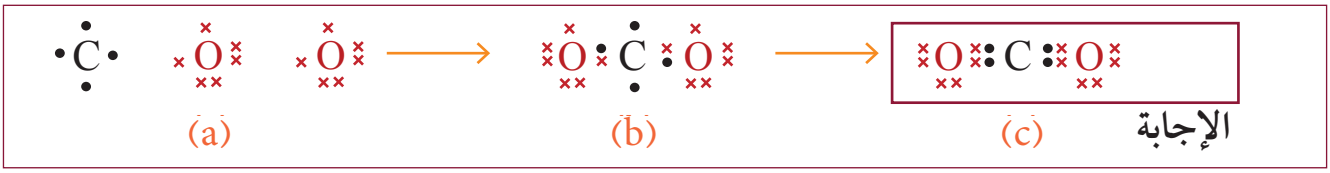
تمثيل الرّوابط التّساهميّة الثّنائيّة والثّلاثية باستخدام تمثيل لويس النّقطيّ

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

a. ابدأ بذرّتي 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 للمركّب 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.

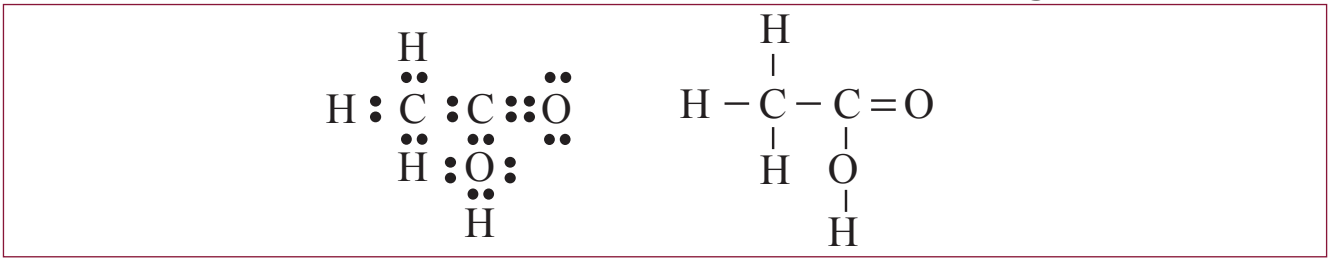
تحتسب النّقاط في الرّابطة الثّنائيّة بأنّها أربعة إلكترونات، في حين تحتسب في الرّابطة الثّلاثيّة بأنّها ستّة بالنسبة إلى الذّرّتين المترابطتين.

الإيثاين مركّب عضويّ مكوّن من الكربون والهيدروجين وصيغته الكيميائيّة C_2H_2. يعدّ هذا المركّب مثالًا جيّدًا على تكون 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.

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

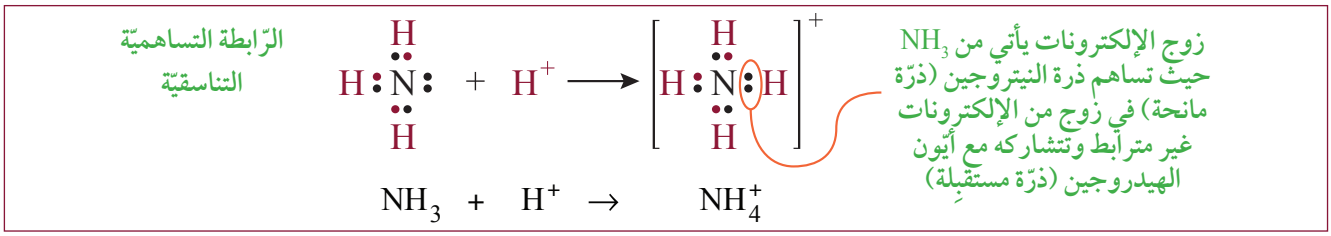
نلاحظ في **الشكل 1-56** أن كل ذرّة في جزيء هذا الحمض محاطة بشكل صحيح إمّا بنقطتين وإمّا بثماني نقاط للتوافق مع قاعدة الثماني غير الهيدروجين .



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

الرّوابط التّساهميّة التّناسقيّة

الرّابطة التّناسقيّة Dative covalent bond هي نوع من أنواع الرّوابط التساهميّة تتكوّن نتيجة مساهمة ذرّة مع الأخرى في زوج من الإلكترونات غير المشتركة في الرّوابط. 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** كيف يأتي زوج الإلكترونات الّذي يكوّن الرّابطة من ذرّة النّيتروجين.



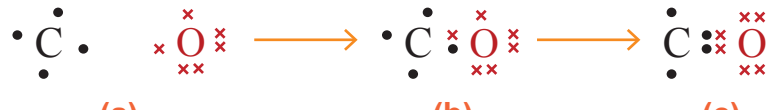
الشّكل 1-57 رابطة تساهميّة تناسقية في تكوين أيّون الأمونيوم NH_4^+.

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

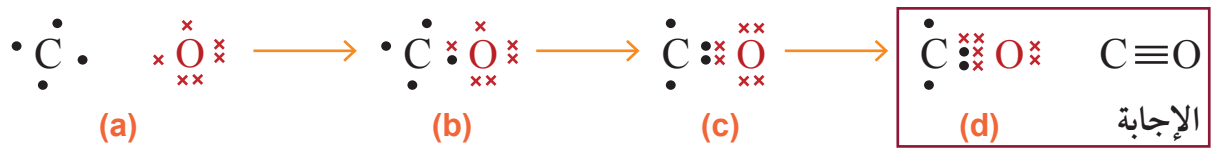
a. اِبدأ بتمثيل لويس النّقطيّ لذرّتي الكربون والأكسجين.

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؛ لأنّ كلا الإلكترونيّن يأتيان من ذرّة الأكسجين (الذّرّة المانحة). أما ذرّة الكربون فهي الذّرّة المستقبِلة لهذا الزوج من الإلكترونات الّذي تتشاركه مع الأكسجين.



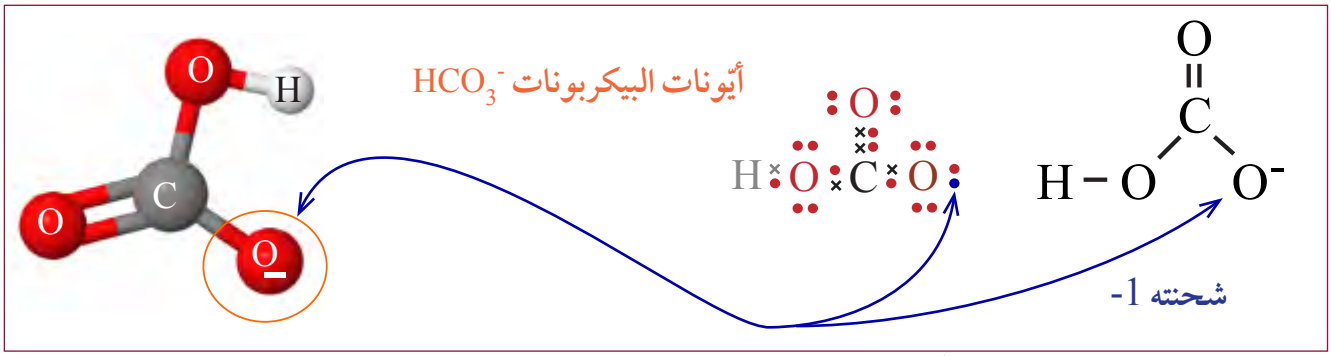
لا يكوّن الأكسجين عادة رابطة ثلاثيّة مع الكربون؛ لأنّه يفضل تكوين روابط أحاديّة أو ثنائيّة. لذلك يعد المركّب أول أكسيد الكربون نشطًا كيميائيًّا، وهو من الغازات السّامة. فأوّل أكسيد الكربون يرتبط بقوّة مع ذرّات الحديد الموجودة في الهيموغلوبين والّتي تحمل الأكسجين في دمك، ممّا يمنع نقل الأكسجين عند التّنفس،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

الأيّونات المتعدّدة الذّرّات

سؤال للمناقشة

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

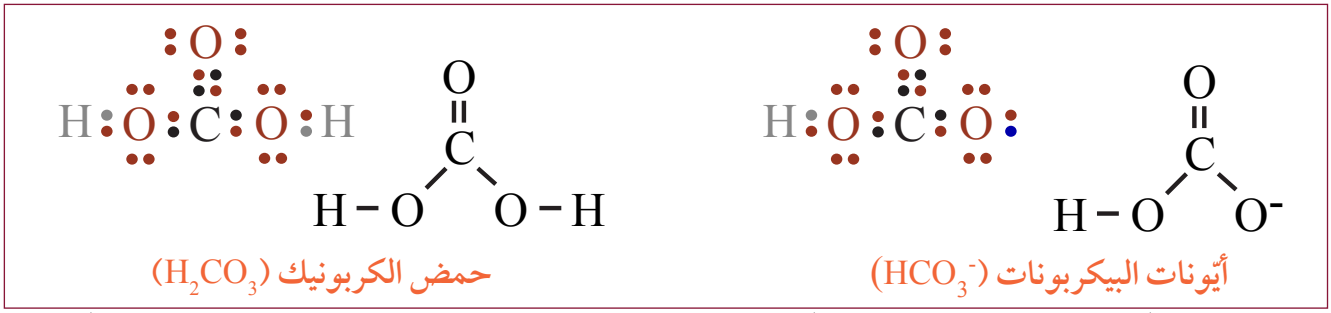
الأيّون متعدّد الذّرّات **polyatomic ion** هو «جزيء مشحون» يتكوّن من العديد من الذّرّات المترابطة بروابط تساهميّة. ويعدّ أيّون البيكربونات HCO_3^- مثالًا جيّدًا لأيّون متعدّد الذّرّات. ويوضح تمثيل لويس النّقطيّ لهذا الأيّون الموجود في **الشّكل 1-58** أنّ ذرّة من الكربون وذرّتين من الأكسجين تحقّق قاعدة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



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

تميل الأيّونات المتعدّدة الذّرّات إلى البقاء معًا 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 رابطة O-H ترتبط بذرّة هيدروجين. في حين يحقّق أيّون البيكربونات قاعدة الثّمانية بوساطة اكتساب إلكترون إضافيّ، ما يعطيه شحنة مقدارها (-1).

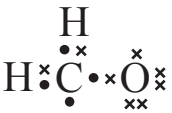
مثال 8

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

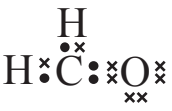
الحلّ: اكتب تمثيل لويس النّقطيّ للذّرّات الثّلاث C، H، O.

الكربون والأكسجين لديهما إلكترونات منفردة، لذلك صلْهما أولًا:

أضف ذرّتي الهيدروجين إلى كل جهة من ذرّة الكربون.



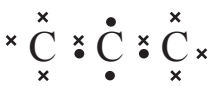
لم تحقّق كل من ذرّة الأكسجين وذرّة الكربون قاعدة الثّمانية، فقم بتحريك الإلكترونات المنفردة بينهما لتكوّن رابطة ثنائيّة.



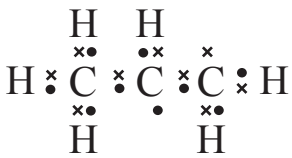
مثال 9

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

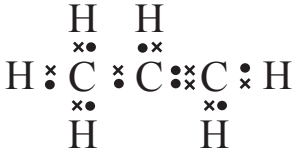
الحلّ: يمتلك الكربون إلكترونات منفردة أكثر، لذا صل ذرّات الكربون الثّلاث معًا.



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



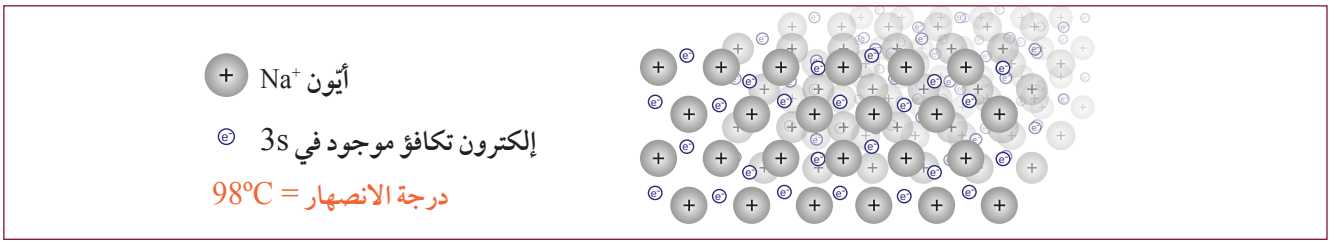
ذرّة الكربون الأوّل حقّقت قاعدة الثّمانية، في حين لم تحقّق ذرّتا الكربون الثّانية والثّالثة تلك القاعدة، فقم بتحريك الإلكترونات المنفردة الّتي بينهما لتكوِّن رابطة ثنائيّة.



الرّوابط الفلزيّة

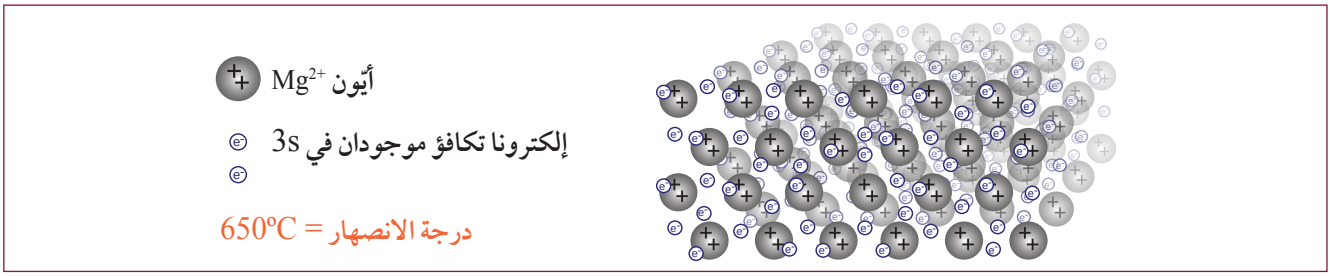
الصّوديوم النّقيّ عبارة عن فلز ليّن لونه أبيض مائل إلى الفضّيّ، وهو صلب في درجة حرارة الغرفة، وموصل جيّد للتّيّار الكهربائيّ، مثل الفلزّات جميعها، وتوزيعه الإلكترونيّ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. فعندما تجتمع ذرّتا صوديوم معًا، فإنّ إلكترون التّكافؤ الوحيد لكلّ منهما والموجود في أفلاك (3s) لكلّ ذرّة يتشارك بحيّز ويكوّن رابطة مشابهة للرّابطة التّساهميّة.

والفرق هو أنّ كلّ ذرّة صوديوم تكون أيضًا على ترابط مع ثماني ذرّات صوديوم أخرى، ويمتدّ التّشارك بالإلكترونات إلى تلك الذّرّات الثّماني أيضًا، كما أنّ كلّ ذرّة من تلك الذّرّات الثماني تكون على ترابط مع ثماني ذرّات أخرى، وهكذا، إلى أنّ تشارك الذّرّات الموجودة في الصّوديوم جميعها أفلاك (3s) المتداخلة. فإلكترونات (3s) تكون غير متمركزة تمامًا، وتمتلك حرّيّة الحركة في جميع أنّحاء الفلز، كما يبيّن **الشّكل 1-60**.



الشّكل 1-60 إلكترونات التّكافؤ في الفلز تكوّن بحرًا متحرّكًا بين الأيّونات، 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 أيّون فلز إلى الإلكترونات القريبة جميعها، وكلّ إلكترون ينجذب أيضًا إلى الأيّونات القريبة جميعها. وكلّما كان هناك المزيد من إلكترونات التّكافؤ، فإنّ التّرابط يصبح أقوى. يحتوي فلز المغنيسيوم على إلكتروني تكافؤ، لذلك سيكون هناك ضعف عدد الإلكترونات لكلّ أيّون عمّا هو موجود في الصّوديوم، وتكون قيمة الشّحنة الموجودة على كلّ أيّون مغنيسيوم تساوي الضّعف أيضًا. يبيّن **الشّكل 1-61** بحر الإلكترونات في فلز المغنيسيوم.



الشّكل 1-61 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؛ لأنّ أيّونات المغنيسيوم تمتلك شحنة مقدارها 2+، كما تمتلك ضعف عدد الإلكترونات الحرّة الحركة، وهذا هو السّبب في أنّ 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.

العلوم والعلماء: لينوس بولينج

في العام 1869، طوّر ديمتري مندليف (1834 – 1907) أوّل جدول دوريّ حديث، بالاعتماد على تكرار أنّماط الخصائص الكيميائيّة. ومع ذلك، لم يكن يعرف أحد كيف ترابط الذّرّات. وفي العام 1916، لفت لويس جلبرت (1875 – 1946) إلى أنّ الرّوابط الكيميائيّة تتكوّن من أزواج من الإلكترونات، لكنّه لم يستطع تفسير سبب تكوين الرّوابط الكيميائيّة.

وكان على الإجابة أنّ تنتظر خمسة عشر عامًا أخرى حتّى طبّق لينوس بولينج، من معهد كاليفورنيا للتّكنولوجيا، النّظريّة الجديدة لميكانيكا الكمّ. أوضحت ورقة بولينج عام 1931 بعنوان «طبيعة الرّابطة الكيميائيّة» كيف أنّ السّلوك الكيميائيّ للعناصر يأتي مباشرة من السّلوك الكمّي للإلكترونات في الذّرّات. وقد حصل بولينج على جائزة نوبل في الكيمياء عام 1954، وعلى جائزة نوبل للسّلام عام 1962، وهو الشّخص الوحيد الّذي حصل على جائزتي نوبل غير مشتركتين، كما يعدّ واحدًا من أكبر عشرين عالمًا في تاريخ البشريّة، ومؤسّس علم كمّ الكيميائي.

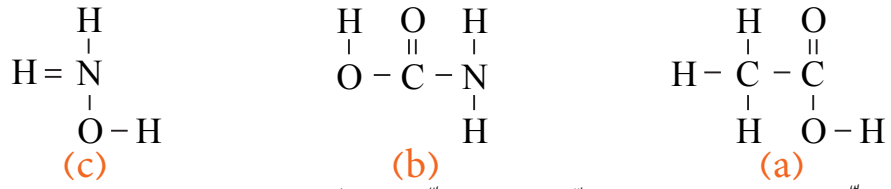
ولد لينوس بولينج (1901 – 1994) في بورتلاند بولاية أوريغون لأبوين هما هيرمان بولينج ولوسي إيزابيل. توفّي هيرمان بولينج عام 1910 تاركًا للوسي رعاية لينوس البالغ من العمر تسع سنوات، وشقيقتيه الصغيرتين لوسيل وبولين. وعندما كان يدرس في المدرسة الثّانويّة، قام بولينج بتفكيك مصنع للصّلب مهجور بهدف استخدامه في التّجارب الكيميائيّة، كما عمل بما يعادل ثلاثة أيّام في الأسبوع في محلّ بقالة.

في عامه الأخيرين في الكلّيّة، تعرّف بولينج إلى عمل العالم لويس عن الرّوابط الكيميائيّة. عندها قرّر أنّ يركّز بحثه في كيفيّة ارتباط الخواصّ الفيزيائيّة والكيميائيّة للموادّ بتركيب الذّرّات. غادر بولينج الولايات المتّحدة للدّراسة بإشراف الفيزيائيّ الألمانيّ أرنولد سومرفيلد في ميونيخ، والفيزيائيّ الدنماركيّ نيلز بور في كوبنهاغن، والفيزيائيّ النّمساويّ إيروين شرودنغر في زوريخ، وكلّ منهم عالم عظيم وبطل سلام. عام 1946، انضمّ إلى لجنة الطوارئ برئاسة ألبرت أينشتاين لتحذير النّاس من الأخطار المرتبطة بتطوير الأسلحة النّوويّة.

تقويم الدّرس 1-3

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.
2. ارسم تمثيل لويس النّقطيّ لأيّون الألومينيوم $A\ell^{3+}$.
3. يكوّن اللّيثيوم أيّونات شحنتها (+1)، ويكوّن المغنيسيوم أيّونات شحنتها (+2)، كما يكوّن الألومنيوم أيّونات شحنتها (+3). رتّب هذه الفلزّات وفق الارتفاع في درجات انصهارها بالاستناد إلى شحنتها الأيّونيّة، ثم وضّح إجابتك.
4. أحد تمثيلات لويس النّقطيّة أدناه يعدّ صحيحًا لمركّب متعادل مكوّن من النّيتروجين والهيدروجين. اختر التّركيب الصّحيح، ثم وضّح لماذا تعدّ التّراكيب الثّلاثة الأخرى غير صحيحة.

5. صف المقصود بقاعدة الثّمانية ، مستخدمًا أسلوبك الخاصّ.
6. أيّ من أشكال التّراكيب الجزيئية المبيّنة أدناه لا يوجد على هيئة مركّب متعادل ومستقرّ؟ ولماذا؟



7. ارسم مخطّطات تمثيل لويس النّقطيّ للمركّبات التّالية:
   a. N_2O_2 b. CO_2 c. HCN d. $CaBr_2$
8. افترض أنّ لديك غاز الكلور الثنائيّ الذّرّة $C\ell_2$. أيّ الأفلاك تحتوي على إلكترونات تكون موجودة في أفلاكها الذّرّيّة؟ وأيّ منها يحتوي على إلكترونات تكون موجودة في أفلاكها الجزيئيّة؟ وضح إجابتك من خلال رسم الجزيء، مبيّنًا الأفلاك الذرية والجزيئية.
9. ما نوع الرّابطة في الحالات الآتية:
   a. ارتباط الهيدروجين (H) مع النّيتروجين (N).
   b. ارتباط الصّوديوم (Na) مع الفلور (F).
   c. ارتباط ذرّات البوتاسيوم K بعضها مع بعض.
10. ارسم مخطّط تمثيل لويس لأيّون الهيدرونيوم H_3O^+.

الوحدة 1

مراجعة الوحدة

الدّرس 1-1: التّركيب الذّرّي

- تتكوّن الذّرّات من البروتونات Protons والنّيوترونات Neutrons والإلكترونات Electrons.
- تكوّن البروتونات والنّيوترونات الموجودة داخل النّواة 99.9% من كتلتها.
- تكوّن الإلكترونات سحابة إلكترونيّة كبيرة حول النّواة.
- ترتبط الذّرّات معًا بوساطة قوّة جذب إلكتروستاتيكيّة Electrostatic force.

تتوافر الإلكترونات في المستويات الفرعيّة s, p, d, f الّتي تمتلك أعداد الكمّ Quantum numbers s، m، ℓ، n.

تمتلك المستويات الفرعيّة p, d, f أفلاكًا فرعيّة. فالمستوى الفرعي (p)، مثلًا، يمتلك الأفلاك p_x, p_y, p_z.

- تكوّن الأفلاك مستويات الطّاقة.
- ينص مبدأ الاستبعاد Exclusion principle على أن من غير الممكن أنّ يمتلك أيّ إلكترونين أعداد الكمّ الأربعة نفسها في الذّرّة نفسها.

الدّرس 1-2: التّوزيع الإلكترونيّ

- يصف التّوزيع الإلكترونيّ Electron configuration الكيفيّة الّتي تملأ بها الإلكترونات الأفلاك.
- ينص مبدأ أوفباو للبناء التصاعديّ Aufbau principle على أنّ الإلكترونات تملأ الأفلاك وفقًا لترتيب قيمة الطّاقة.
- تتضمن إلكترونات التّكافؤ Valence electrons الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة فقط.
- تصف قاعدة هوند Hund rule الكيفيّة التي تتوزّع الإلكترونات على المستويات المتساوية في الطّاقة.
- يصف التّكافؤ Valency عدد الرّوابط الّتي قد تكوّنها الذّرّة.
- تمثل تركيبات لويس النّقطيّة Lewis dot structures رسومات لإلكترونات التّكافؤ.

الدّرس 1-3: الرّوابط الكيميائيّة

- تتكوّن الرّوابط الكيميائيّة Chemical bonds عند الحدّ الأدنى من الطّاقة الكهربائية الكامنة (الإلكتروستاتيكية).
- تنص قاعدة الثّمانية Octet rule على أنّ العناصر تكوّن روابط لكي تصل إلى تكافؤ يساوي ثمانية.
- تُستخدم تمثيلات لويس النّقطيّة Lewis dot structure لتمثيل أشكال المركّبات الأيّونيّة والتّساهميّة.
- تتضمّن الرّابطة التّساهميّة الأحاديّة Single covalent bond زوجًا من الإلكترونات موجودًا في هيئة رابطة من نوع سيجما.
- تتضمّن الرّوابط التّساهميّة الثّنائيّة والثّلاثيّة Double and triple covalent bond المزيد من الإلكترونات الموجودة في هيئة روابط من نوع باي.
- تتضمّن الرّوابط التّساهميّة التّناسقيّة Dative covalent bond إلكترونين من الذّرّة نفسها.

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.

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 $2n^2$.

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 $2n+2$.
   - 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.

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. $1s^2 2s^4 2p^6$

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. $1s^1 2s^2 2p^3 3s^2 3p^1$

6. أيّ من العناصر الآتية يمتلك $2p^5$ بوصفه أعلى فلك طاقة يحتوي على إلكترونات؟
   - a. النّيتروجين
   - b. الأكسجين
   - c. الفلور
   - d. النّيون

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

8. أيّ ممّا يأتي تمثّل 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. $(n, l, m, s) = (3, 0, 1, -\frac{1}{2})$

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

10. الرّابطة التّساهميّة التّناسقيّة:

a. تتضمّن أربعة إلكترونات.
b. تتضمّن 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.

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

12. كم عدد الإلكترونات الموجودة في ذرّة النّيون Ne؟

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

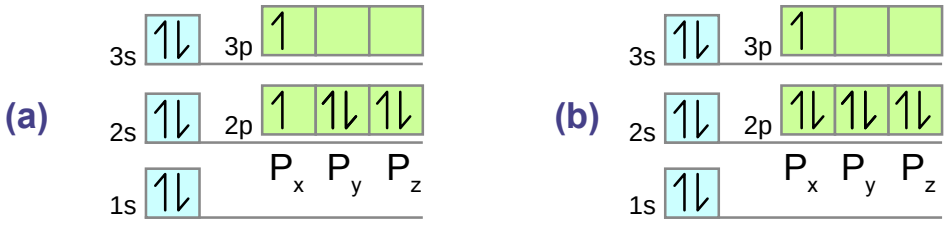
14. اكتب ترتيب ملء الأفلاك بالإلكترونات لمستويات الطّاقة الأربعة الأولى.

15. اذكر العلاقة بين تركيب الجدول الدّوريّ ومستويات الطّاقة في الذّرّة.

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

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

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



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

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

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.

الدّرس 1-2: التّوزيع الإلكترونيّ

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

23. اكتب التّركيب الإلكترونيّ للعناصر الآتية:

a. البوتاسيوم K

b. الباريوم Ba

c. السّيليكون Si

d. البروم Br

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

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.

b. ما عدد إلكترونات التّكافؤ لهذا العنصر؟

c. ما تكافؤ هذا العنصر؟

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

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

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

29. ما القاسم المشترك بين التّوزيعات الإلكترونيّة للفلزات القلويّة الأرضيّة Ca، Be و Mg؟

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

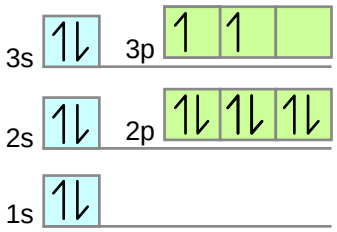
31. سمِّ أيّونين لهما توزيع إلكترونيّ مماثل للتّوزيع الإلكترونيّ لعنصر الهيليوم He.

32. اكتب التّوزيعات الإلكترونيّة للأيّونات الآتية.

a. P^{3-} **c.** $C\ell^-$

b. S^{2-} **d.** $A\ell^{3+}$

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



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.

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

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

الدّرس 1-3: الرّوابط الكيميائيّة

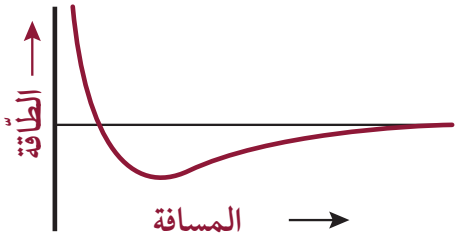
37. اذكر نصّ قاعدة الثّمانية.

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

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

40. توقّع الصّيغة الكيميائيّة لمركّب يتكوّن باتحاد العنصرين الكلور $C\ell$ والألومنيوم $A\ell$. علّل إجابتك.

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؟



42. بيّن الفرق بين الرّوابط الأيّونيّة والفلزيّة من حيث سلوك الإلكترونات.

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

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

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

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

a. SiO_2 **c.** $NC\ell_3$

b. H_2CO_3 **d.** $SeC\ell_2$

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

48. يشكل الألومنيوم والكلور دايمر - dimer وهو مركّب يتكوّن من وحدات فرعية متطابقة. والوحدة الفرعيّة هي $AlC\ell_3$ وجزيء dimer هو $Al_2C\ell_6$. ارسم تمثيل لويس النّقطيّ لجزيء $Al_2C\ell_6$.

49. علِّل: درجة انصهار الألومنيوم $A\ell$ أعلى من درجة انصهار الصّوديوم Na.

مشروع بحثيّ: مركّبات الغازات النّبيلة

50. 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.

C1101
C1102

الوحدة 2
الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

في هذه الوحدة

الدّرس 2-1: السّالبيّة الكهربائيّة
الدّرس 2-2: الأشكال الهندسيّة للجزيئات
الدّرس 2-3: القوى الجزيئيّة البينيّة

2 الوحدة

مقدمة الوحدة

هدف العلم هو تقديم تفسيرات لما نلاحظه. أمّا الكيمياء فتبنى فيها الكثير من التّفسيرات على تفاعلات غير مرئيّة تحدث بين الذّرّات. تفسّر هذه الوحدة سلوكيّات متنوّعة للموادّ من حولنا؛ إذ يُفسَّر التّوصيل الكهربائيّ الجيّد لعنصر النّحاس، وقابليّة هذا العنصر للانحناء، في حين نلاحظ أنّ ملح الطّعام الصّلب مادّة عازلة للتّيّار الكهربائيّ، وإنه ينكسر ولا يحدث له انحناء. تبدأ الوحدة بمفهوم السّالبيّة الكهربائيّة، حيث يقدّم هذا المفهوم التّفسيرات للأنواع الرّئيسة من الرّوابط الكيميائيّة: الأيّونيّة، والتّساهميّة، والفلزيّة.

ويوضح الدّرس الثّاني كيف أنّ للذّرّات في الجُزيئات تركيب إلكترونيّ مختلف عن تركيبها في الذّرّات غير المرتبطة. تشرح نظريّة تنافر أزواج إلكترونات التّكافؤ VSEPR كيف ينتج التّركيب الثّلاثيّ الأبعاد للجزيئات نتيجة التّنافر بين الأزواج الإلكترونيّة المرتبطة أو الأزواج الإلكترونيّة الحرّة.

أمّا الدّرس الثّالث، فيفسّر القوى الجزيئيّة البينيّة الّتي تجمع الذّرّات، والأيّونات، والجزيئات، في الموادّ الصّلبة والسّائلة والغازيّة. أمّا خصائص الماء الّتي تحافظ على الحياة فهي نتيجة للقوى البينيّة الجزيئيّة أيضًا. كما أنّ تكوّن البلّورات، ومرونة الفلزات ، والموادّ الحديثة مثل أنابيب الكربون النّانويّة، هي أيضًا نتيجة مباشرة للقوى الجزيئيّة البينيّة.

الأنشطة والتّجارب

2-1 الموادّ القطبيّة والأيّونيّة.
2-2 الأشكال الهندسيّة للجُزيئات.

الدّرس 1-2
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.

تحدث عمليّة الصّدأ لأنّ ذرّات الأكسجين لها قابليّة أكبر لكسب الإلكترونات من ذرّات الحديد، وبالتّالي، فإن أي مسرّع لحركة الإلكترونات، يعمل على تسريع عملية الصدأ. يُعدّ الماء المالح موصلًا جيّدًا للتّيّار 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

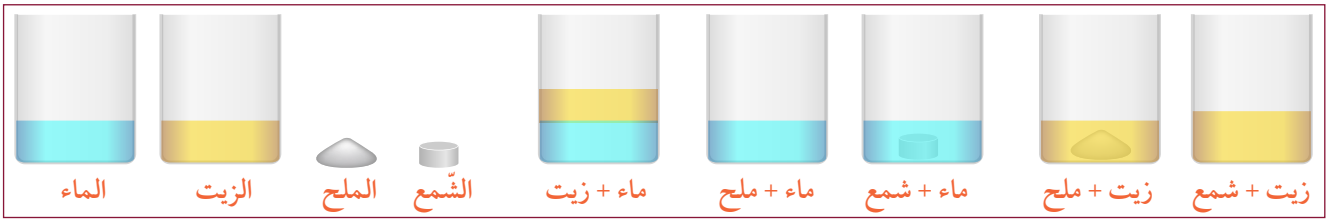
C1101.7 استنتج قطبيّة الرّابطة باستخدام مفهوم السّالبيّة الكهربائيّة.

المفردات

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

المزيد عن الرّوابط الأيّونيّة والتساهميّة

يبيّن **الشّكل 2-1** 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 الزّيت مركّب تساهميّ، ولكنْ لكلّ منهما سلوك مختلف؛ ذلك أنّ الرّوابط التّساهميّة ليست جميعها متماثلة.

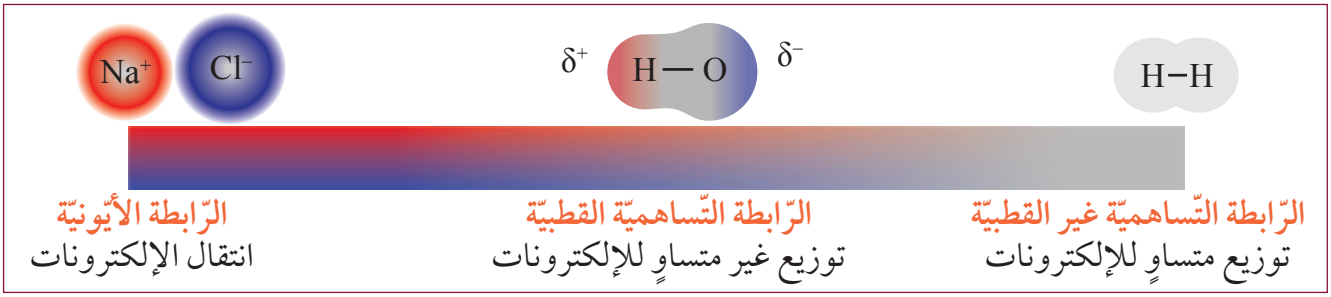


الشّكل 2-1 تجربة تُبيِّن الاختلاف في بعض الخصائص الفيزيائيّة للمركّبات التساهميّة.

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 سالبة 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 2-2 الفرق بين جُزيء قطبيّ وآخر غير قطبيّ.

تعلّمنا من الوحدة السّابقة أنّ الرّوابط التّساهميّة والرّوابط الأيّونيّة نوعان مختلفان من الرّوابط. ومع ذلك، فإنّ الخط الفاصل بين الرّوابط التّساهميّة و الرّوابط الأيّونيّة ليس كبيرًا. 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 2-3 تسلسل الرّوابط من التّساهميّة إلى الأيّونيّة.

السّالبيّة الكهربائيّة

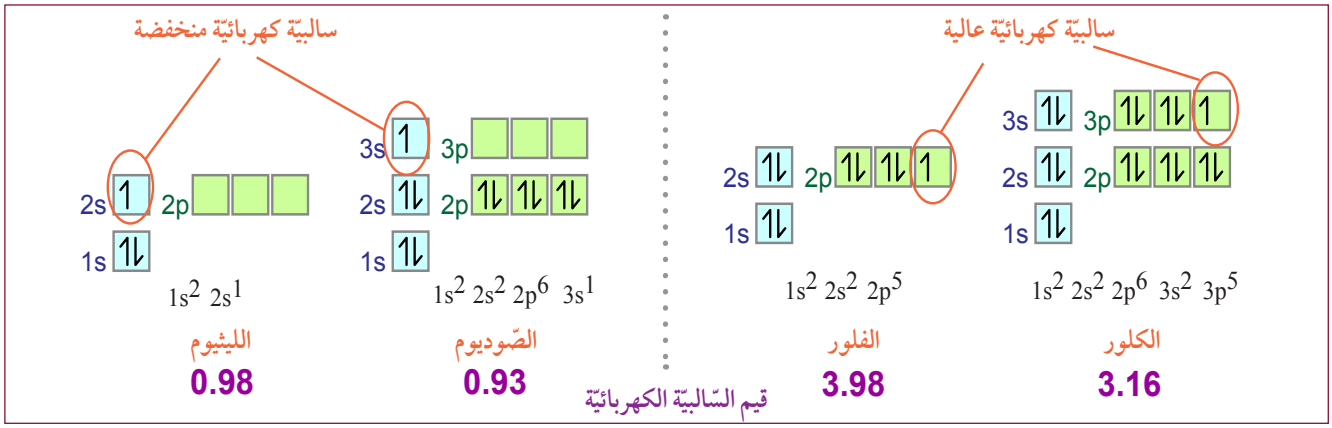
سؤال للمناقشة

ما الّذي يحدّد أن تكون الرّابطة أيّونيّة أو تساهميّة؟

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، ليكّون أيّونات سالبة. في حين أنّ السّالبيّة الكهربائيّة لعنصر اللّيثيوم تساوي0.98، مما يفسر ميله إلى فقد الإلكترونات، وتكوين أيّونات موجبة.

السالبية الكهربائية هي قدرة الذّرّات على جذب زوج إلكترونات في الرابطة التساهمية.

تعتمد السالبية الكهربائيةعلى الطاقة، إذ تطلق الذرّة التي تكسب إلكترونًا، طاقة، بينما تمتص الذّرّة التي تفقد إلكترونًا طاقة. لذلك نجد كلًّا من الفلور والكلور لديه سالبيّة كهربائيّة عالية، لأن لديه سبعة إلكترونات تكافؤ، وبالتّالي يحتاج إلى إلكترون واحد فقط للوصول إلى ثمانية إلكترونات (**الشّكل 2-4**). تملك كل الهالوجينات سالبيّة كهربائيّة عالية، وذلك لأن كسب إلكترون واحد، من حيث الطّاقة، أفضل من فقدان سبعة إلكترونات للوصول إلى حالة الاستقرار.



الشّكل 2-4 علاقة السّالبيّة الكهربائيّة بالتّوزيع الإلكترونيّ.

تملك الفلزّات القلويّة كاللّيثيوم والصّوديوم، سالبيّة كهربائيّة منخفضة للغاية تتراوح قيمتها ما بين 0.98 و0.93. وبالتالي تحتاج الذّرّة في الفلز القلويّ إلى قليل من الطاقة لإزالة إلكترون التكافؤ الوحيد (ns^1). كذلك فإنّ كلًّا من الفلزّات القلويّة الأرضيّة: Be، Mg، Ca، و Sr يملك إلكترونين فقط من إلكترونات التّكافؤ. ولهذه العناصر أيضًا قيم سالبيّة كهربائيّة منخفضة.

لا تحمل السّالبيّة الكهربائيّة أيّ وحدات، وتعتمد قِيَمها على مقياس طوّره العالم لينوس بولينج Linus Pauling لتحديد الطّاقة الّتي تكسبها الذّرّة عند جذبها لإلكترون واحد. حدّد مقياس بولينغ السّالبيّة الكهربائيّة للهيدروجين بـ2.2. وجرى تحديد السّالبيّة الكهربائيّة لجميع الذّرّات الأخرى وفقًا للطّاقة الّتي تكسبها عندما تكسب إلكترونًا واحدًا، بالمقارنة مع الهيدروجين.

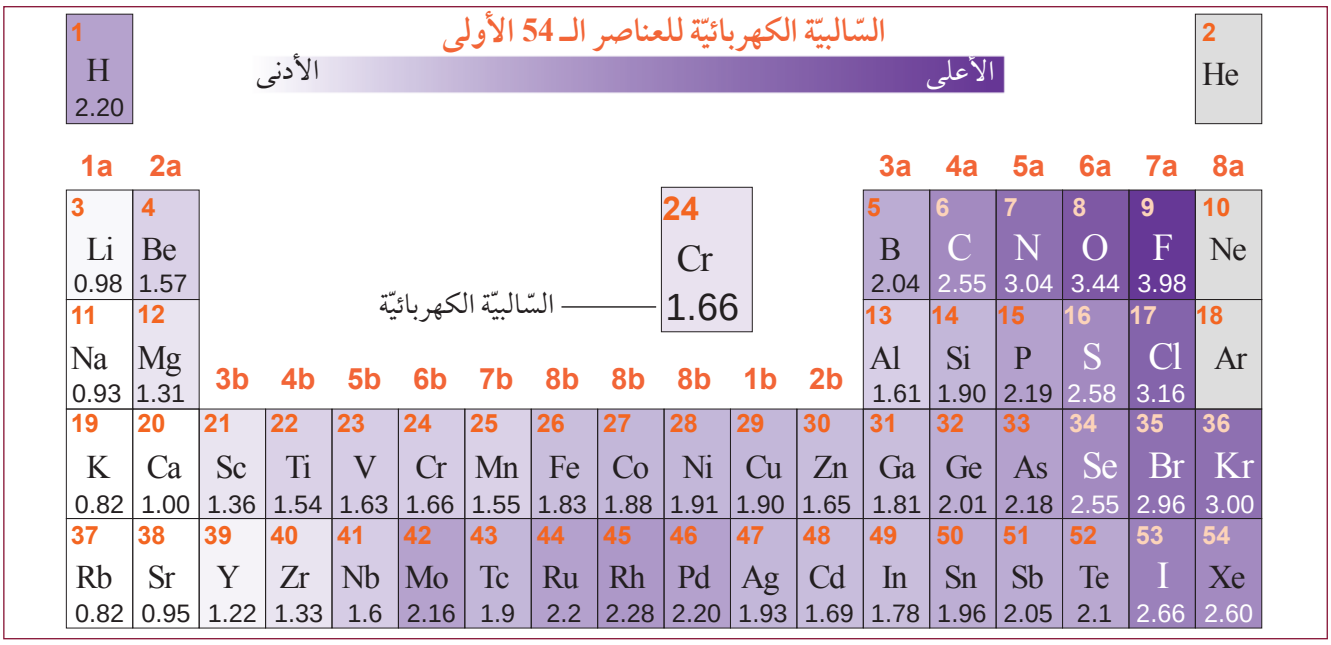
السّالبيّة الكهربائيّة والجدول الدّوريّ

سؤال للمناقشة

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

من المعروف أن إلكترونات التكافؤ هي التي تربط بين ذرّات العناصر في المركّبات الكيميائية. وفي العديد من المركّبات تكون الشحنة السالبة لإلكترونات التكافؤ مُركّزة بالقرب من ذرّة معيّنة دون سواها. مما يؤثر بشكل كبير في الخواص الكيميائية للمركب. لذلك، من المفيد أن يكون هناك قياس لقوة الجذب التي تسلّطها إحدى الذرّات على إلكترونات ذرّة أخرى في مركّب ما. بناء على ذلك، وضعت قيم السالبية الكهربائية للعناصر التي تعكس مَيل الذرّة إلى جذب الإلكترونات. 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 2-5 تكون قيم السّالبيّة الكهربائيّة أدنى إلى يسار الجدول وأعلى إلى يمينه لتبلغ حدّها الأقصى مع الهالوجينات.

يبيّن **الشكل 2-5** أن الفلزّات القلوية والقلوية الأرضية هي العناصر الأقل سالبية كهربائية. ولذرّاتها في المركّبات قوى جذب للإلكترونات منخفضة. 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 التّكافؤ 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 2-5**.

السّالبيّة الكهربائيّة والرّوابط التّساهميّة

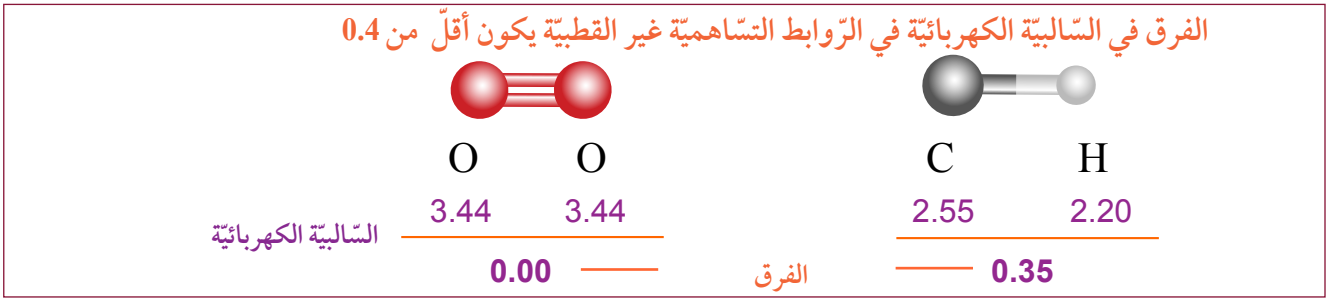
إنّ الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة بين الذّرّات هو الّذي يحدّد نوع الرّابطة في ما بينها. يحدِّد واحد من الخيارات الشّائعة أن الرّوابط تكون تساهميّة عندما يكون الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة أقلّ من (1.7) (**الجدول 2-1**). ووفقًا لمصادر مختلفة، فإن الرابطة تكون أقرب إلى الرابطة الأيونية إذا كانت قيم الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة ضمن هامش يتراوح بين (1.7 و2.1). مثال على ذلك أن الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة للرّابطة بين الكبريت والصّوديوم في كبريتيد الصّوديوم Na_2S، يساوي 1.65؛ وهذه القيمة قريبة من حدود الرّوابط التّساهميّة.

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

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

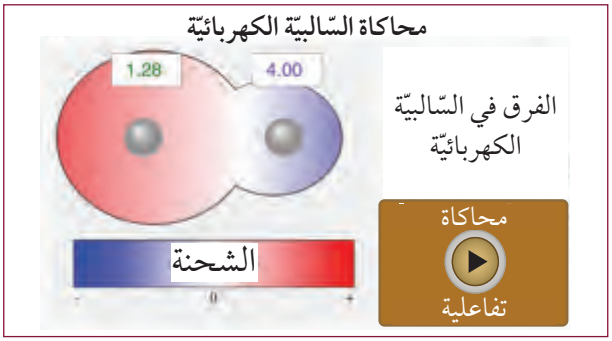
تكون قيم الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة في **الرّوابط التّساهميّة غير القطبيّة Non-polar covalent bonds** أقلّ من 0.4. فالرّابطة بين ذرّات الأكسجين في الجُزيء O_2 هي رابطة تساهميّة غير قطبيّة، كما هو مبيّن في **الشّكل 2-6**، والفرق في السّالبيّة الكهربائيّة بين الكربون والهيدروجين يساوي (0.35)، ما يجعل الرّابطة C-H أيضًا رابطة تساهميّة غير قطبيّة.

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



الشّكل 2-6 مثالان على روابط تساهميّة غير قطبيّة.

تستكشف المحاكاة التّفاعليّة في **الشّكل 2-7** 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 2-7 محاكاة تفاعلية للفرق في السالبية الكهربائيّة 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 2-8**.

الشّكل 2-8 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 2-9**). إنّ أيّ جزيء يتكوّن فقط من روابط غير قطبيّة سيكون حتمًا غير قطبيّ.

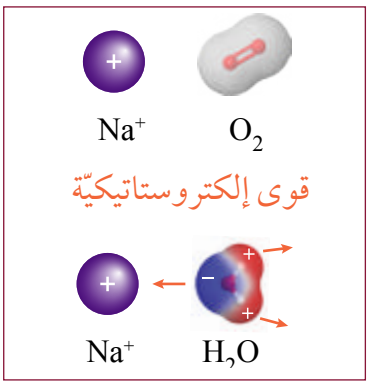
تتوزّع الشّحنات على الجُزيء القطبيّ بشكل غير متماثل.

الشّكل 2-9 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 الصفر؛ وبالتّالي يكون الجُزيء غير قطبيّ.

قطبيّة الجزيئات

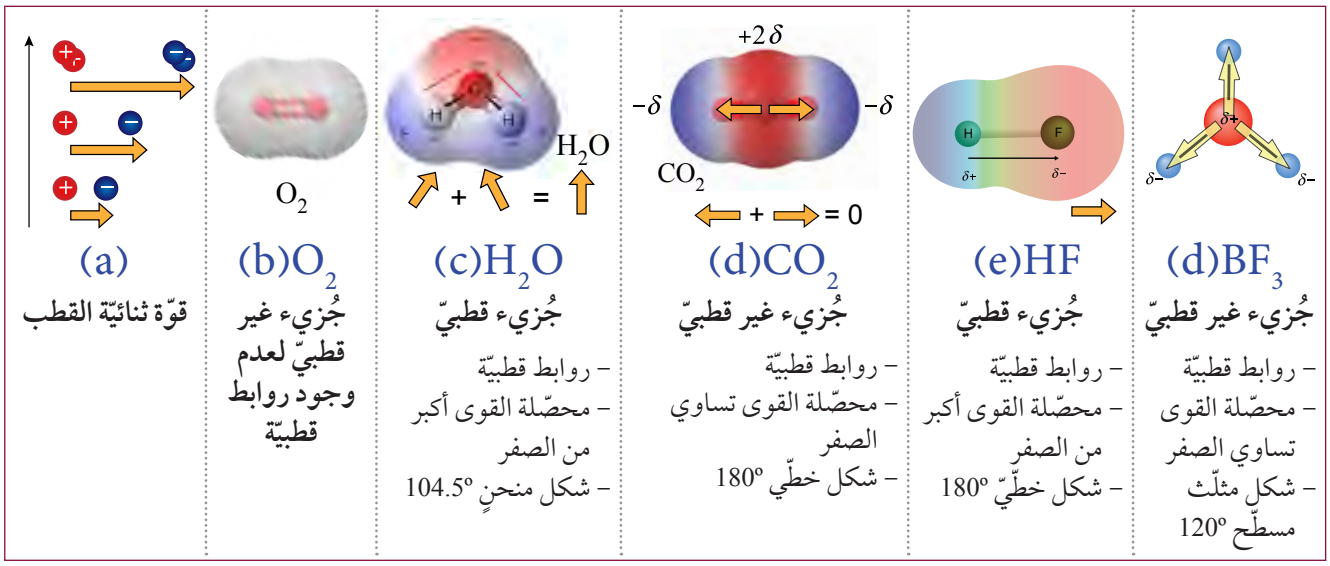
تخيّل وجود جُزيئي O_2 وH_2O ويكونان قريبَين من أيون الصوديوم الموجب كما هو مبيَّن في **الشّكل 2-10**. لن يشعر الجزيء O_2 بقوّة إلكتروستاتيكيّة شديدة من جهة الأيون، لأنه غير قطبيّ ومتعادل. وبالمقابل، فإن جزيء الماء يشعر بقوة إلكتروستاتيكيّة شديدة تؤدّي إلى جعل النهاية السّالبة لجزيء الماء تتّجه نحو أيون الصّوديوم الموجب.



الشّكل 2-10 قوى كهروستاتيكيّة بين O_2، 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.

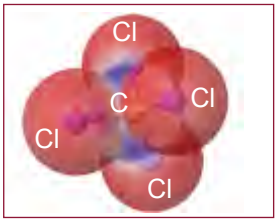
تكوّن كل رابطة O-H قطبيّة في جُزيء الماء شحنة جزئيّة يرمز إليها بـ $+\delta$ و $-\delta$ (**الشّكل 2-11c**). يُعدّ جزيء الماء ثنائيّ القطب، لأنه حاصل جمع كلا ثنائيّ القطب من الرّابطتين. بينما لا يكون جُزيء O_2 ثنائيّ القطب، لعدم وجود فرق في السّالبيّة الكهربائيّة بين الذّرّات، وبالتالي لا تكون هناك شحنات كهربائيّة جزئية (**الشّكل 2-11b**).



الشّكل 2-11 ثنائيّات القطب لكل من H_2O، O_2 وCO_2.

تعدُّ الرّابطتان C = O في الجزيء CO_2 قطبيتين أيضًا. لكنَّ ثنائيّي القطب هذين يتّجهان في اتّجاهين متعاكسين. وكلاهما متساويان في القوّة، فتكون محصّلة القوى في الجزيء كلّه صفرًا (**الشّكل 2-11d**).

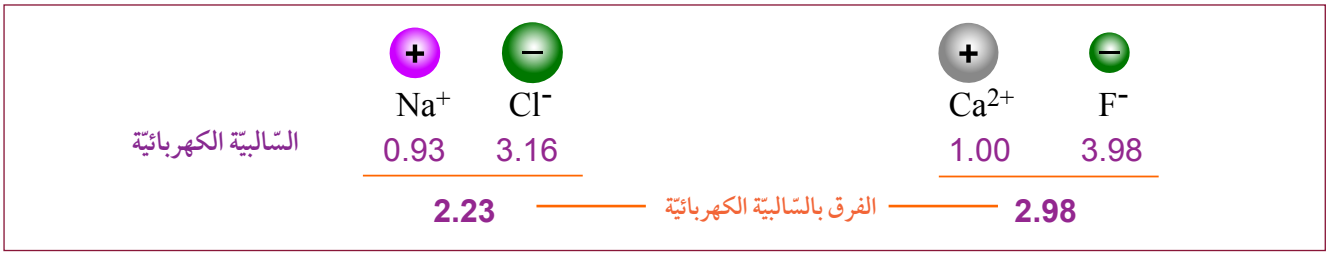
لا تكون الجُزيئات ذات الشّكل المثّلث المسطّح، أو الرباعيّ الأوجه، قطبيّة، إذا كان للرّوابط الطّول والقوّة أنفسهما. على سبيل المثال، يحتوي رباعيّ كلوريد الكربون ($CC\ell_4$) على أربع روابط قطبيّة C – Cℓ. ومع ذلك فإن الجُزيء ليس ثنائيّ القطب، لأن جميع هذه الروابط متناسقة ومتماثلة فيلغي بعضها بعضًا، كما يظهر في **الشّكل 2-12**.



الشّكل 2-12 جُزيء $CC\ell_4$ غير قطبيّ.

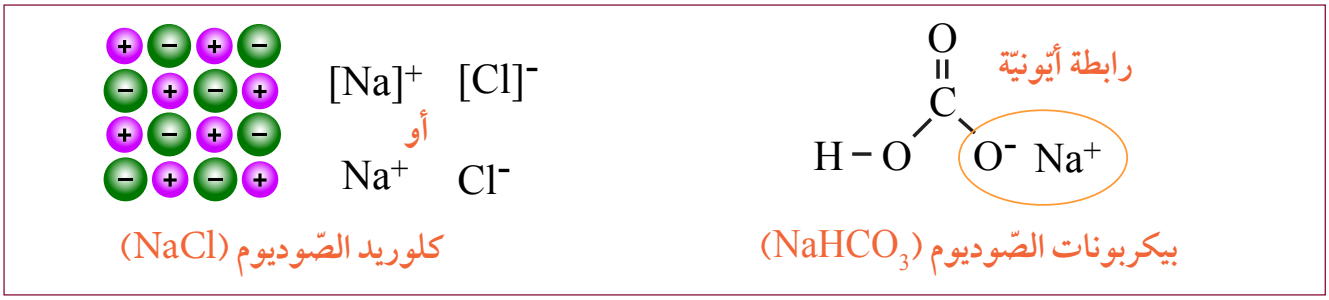
السّالبيّة الكهربائيّة والرّوابط الأيونيّة

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 2-13**).



الشّكل 2-13 الرّوابط ما بين Na و Cℓ وما بين Ca و F، هي روابط أيّونيّة.

لا تُمثّل الرّوابط الأيّونيّة عادة بخطوط في المخطّطات التركيبيّة، لأنّها تربط ذرّات متعدّدة في ما بينها. وعوضًا عن ذلك، تستخدم علامات + و – للإشارة إلى شحنة كلّ من الأيّونات المترابطة (**الشّكل 2-14**).



الشّكل 2-14 تمثيل الرّوابط الأيّونيّة في المخطّطات التركيبيّة.

مثال 1

حدِّد نوع الرابطة بين الكبريت S والعناصر الآتية: الهيدروجين H والبوتاسيوم K والبروم Br، محدِّدًا في كل زوج الذرَّة الأكثر سالبية.

الحلّ: السالبية الكهربائية للعناصر Br-K-H-S على التوالي: 2.96-0.82-2.2-2.58 وتكون الذرّة الأكثر سالبية كهربائية في كل زوج الذرّة الأكثر جذبًا للإلكترونات.

الرّابطة بين الكبريت والعناصر	فرق السّالبيّة الكهربائيّة	نوع الرّابطة	الذّرّة الأكثر سالبيّة
H	2.58-2.20 = 0.38	تساهميّة غير قطبيّة	الكبريت
K	2.58-0.82 = 1.76	أيّونيّة	الكبريت
Br	2.96-2.58 = 0.38	تساهميّة غير قطبيّة	البروم

السّالبيّة الكهربائيّة والرّوابط الفلزّيّة

تتكوّن الرّوابط الفلزّيّة عندما تكون السالبيّة الكهربائيّة للعناصر منخفضة، ويكون الفرق في السالبيّة الكهربائيّة منخفضًا أيضًا. تتراوح السالبيّة الكهربائيّة للفلزات ما بين 0.7 و2.1، (**الشّكل 2-15**). ويعني انخفاض السّالبيّة الكهربائيّة أنّ ذرّات تلك الفلزّات تتخلّى بسهولة عن الإلكترونات. أمّا الفرق القليل في السّالبيّة الكهربائيّة، فإنّه يعني أنّ الذّرّات يمكنها أن تتجاذب الإلكترونات بسهولة وبشكل متساوٍ في «بحر الإلكترونات».

Li 0.98	Be 1.57															
Na 0.93	Mg 1.31												Al 1.61			
K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81				
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	

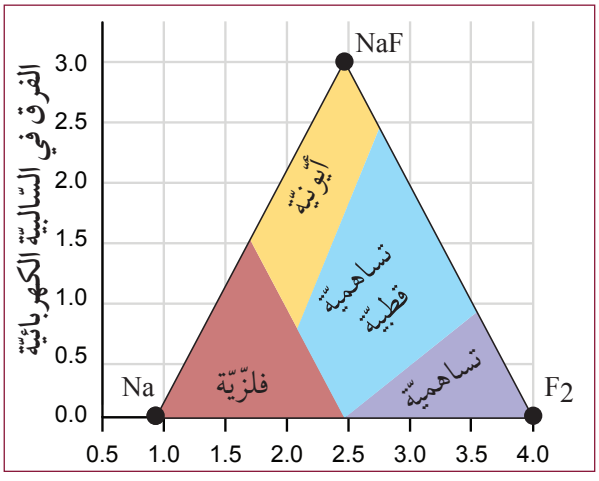
الشّكل 2-15 السّالبيّة الكهربائيّة لعدد من الفلزّات.

فالرّوابط الفلزّيّة تتكوّن بين ذرّات الفلزّ النّقيّ، كتلك الّتي تكوّن البلّورة الفلزّيّة في النّحاس والبوتاسيوم. كما أن تلك الرّوابط تتكوّن عند مزج فلزّين معًا لتكوين سبيكة.

فالريال الفضّي، مثلًا، هو مزيج من فلزّيّ النّحاس والفضّة. أمّا النّحاس الأصفر (البراس)، فهو مزيج من النّحاس والخارصين. إنّ كلًّا من الرّيال الفضّيّ والبراس من السّبائك. فهما موصلان للتّيّار الكهربائيّ، ولدنان مثل العناصر المشتركة في تكوّنهما.

السّالبيّة الكهربائيّة	Ag	Cu		Cu	Zn
	1.93	1.90		1.90	1.65
الفرق	0.03			0.25	

يبيّن مثلّث فان إركل - كيتيلار Van Arkel-Ketelaar العلاقات ما بين الرّوابط الأيّونيّة والفلزيّة والتّساهميّة (**الشّكل 2-16**). تمثّل كلّ زاوية من زوايا المثلّث نوعًا واحدًا من أنواع الرّوابط الثّلاث النّقيّة: الفلزّيّة، والتّساهميّة، والأيّونيّة. يمثّل المحور الأفقيّ متوسّط السّالبيّة الكهربائيّة الأدنى للفلزّات، والأعلى للهالوجينات. أمّا المحور العموديّ، فيمثّل الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة. وهكذا فإنّنا نجد الموادّ النّقيّة أسفل المثلّث والمُركّبات الأيّونيّة أعلاه.



الشّكل 2-16 مثلّث فان إركل كيتيلار.

مثال 2

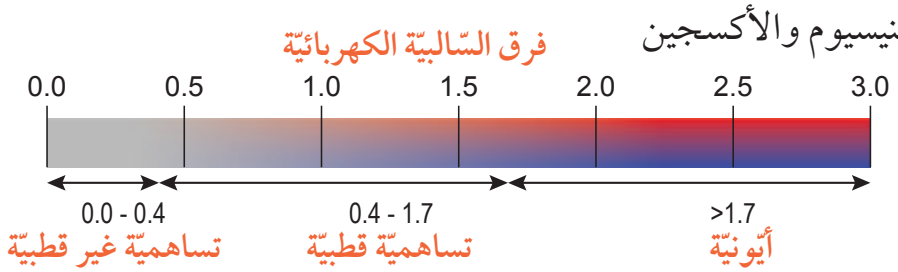
صنّف المركّبات الآتية كمركّبات تساهميّة، أو تساهميّة قطبيّة، أو أيّونيّة، باستخدام الفرق في قيم السّالبيّة الكهربائيّة. استخدم قيم السّالبيّة الكهربائيّة في **الشّكل 2-5**.

a. البوتاسيوم واليود

b. الهيدروجين والبروم

c. المغنيسيوم والأكسجين

الحلّ:



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.

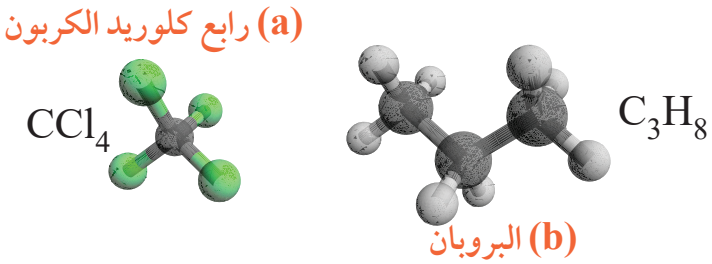
الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة = 3.98 – 2.20 = 1.48، وبناءً عليه فإن الرّابطة H – Br هي رابطة تساهميّة قطبيّة.

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.

مثال 3

حدّد إن كانت جُزيئات كلّ من رابع كلوريد الكربون $CC\ell_4$ والبروبان C_3H_8 جزيئات قطبيّة أم لا. علّل إجابتك مستعينًا بالشّكل المعطى لكلّ من الجزيئين.



a. السّالبيّة الكهربائيّة لـ C = 2.55، ولـ Cℓ = 3.16.

الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة = 3.16 – 2.55 = 0.61، وبناءً عليه فإن الرّابطة C-Cℓ هي تساهميّة قطبيّة. ولكن الجزيء $CC\ell_4$ غير قطبيّ، لأنّ الشّكل الهندسيّ للجزيء متماثل ومحصّلة القوى القطبيّة = الصفر.

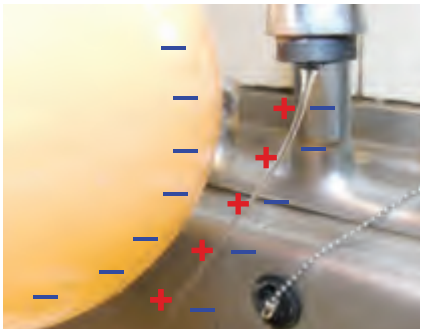
b. السّالبيّة الكهربائيّة لـ C = 2.55، ولـ H = 2.20.

الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة = 2.20 – 2.55 = 0.35، وبناءً عليه فإن الرّابطة C-H هي تساهميّة غير قطبيّة؛ وبالتّالي، يكون الجزيء غير قطبيّ، لأنّ الرّوابط المكوّنة له غير قطبيّة.

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 تيّار مائيّ رفيع يخرج من صنبور الماء.

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 بوساطة 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.

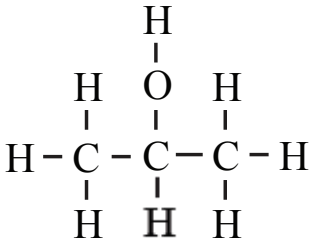
المركّب	الكمّيّة	الماء	التّوصيل الكهربائيّ	التّصنيف
الماء المقطّر H_2O		25 mL		
ملح الطّعام NaCl	0.2 g	25 mL		
سكّر المائدة $C_{12}H_{22}O_{11}$	1.4 g	25 mL		
خلّ $C_2H_4O_2$	5 mL	25 mL		
مسحوق الخبّيز $NaHCO_3$	0.4 g	25 mL		

الأسئلة

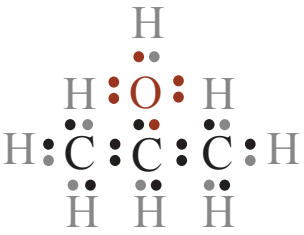
a. كيف تبيّن حركة تيّار الماء من الصّنبور قطبيّة الماء؟
b. توقّع، من خلال البيانات، إن كان كلّ من المركّبات أيّونيًّا أو تساهميًّا.
c. لِمَ لا يمكن لمحاليل المواد التّساهميّة القطبيّة توصيل التّيّار الكهربائيّ، بينما يمكن لمحاليل الموادّ الأيّونيّة تحقيق هذا التّوصيل؟

تقويم الدّرس 2-1

1. ثاني أكسيد الكربون CO_2، والميثان CH_4 هما من الغازات الرّئيسة المسبّبة للاحتباس الحراريّ، الذي يُعدّ من أهم المشكلات البيئيّة الّتي يعاني منها العالم أجمع.
   a. استخدم قيم السالبية الكهربائيّة الواردة في **الشكل 2-5** لتحدّد نوع الرّوابط الّتي تربط ذرّات هذين المركّبين.
   b. استنتج نوع هذين المركّبين.
2. تزداد السّالبيّة الكهربائيّة في مجموعة الهالوجينات من أسفل إلى أعلى. فسّر ذلك.
3. لِمَ يوصِّل محلول ملح الطّعام التّيّار الكهربائيّ، بينما لا يوصِّل محلول سكّر المائدة هذا التّيّار؟
4. توقّع شحنة كلّ أيّون موجود في مركّب مكوّن من البوتاسيوم والنّيتروجين، ثمّ حدّد الصّيغة الكيميائيّة للمركّب النّاتج.
5. هل تكون الرّابطة C-O، أكثر قطبيّة من الرّابطة C-F، أم أقلّ؟ فسّر إجابتك.
6. ما العنصر الّذي يملك السّالبيّة الكهربائيّة الأعلى في الجدول الدّوريّ للعناصر؟ علّل إجابتك.
7. يبيّن المخطّط ادناه التّركيب الجُزيئيّ للمركّب 2- بروبانول (الإيزوبروبانول)، وهو مركّب طبّيّ يباع في الصّيدليّات كمطهّر كحوليّ. هل 2- بروبانول مركّب قطبيّ أم غير قطبيّ؟ علّل إجابتك.



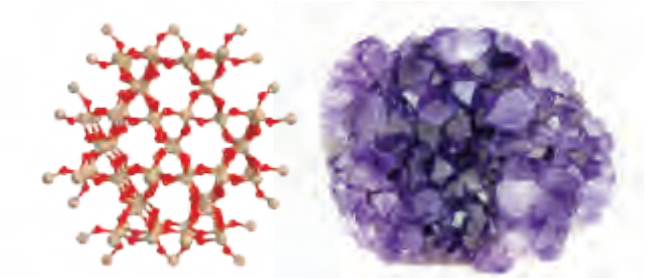
2- بروبانول



8. فيمَ تختلف الرّابطة الفلزيّة عن الرّابطة الأيّونيّة ؟ (من حيث العناصر المكوّنة لهما، والتّوصيل الكهربائيّ، وفرق السّالبيّة الكهربائيّة).
9. توقّع نوع الرّابطة الموجودة في كلّ من المركّبات الآتية:
   a. H_2S
   b. NH_3
   c. BF_3
10. هل تعتقد أنّ الشّمع يذوب في الكحول؟ فسّر إجابتك.
11. توقّع خواصّ الرّابطة الّتي تتكوّن بين الفلور F والرّوبيديوم Rb .

الدّرس 2-2
الأشكال الهندسيّة للجزيئات

يبلغ حجم الذّرّات من الصّغر المتناهي إلى الحدّ الذي يستحيل معه أن نرى تركيبتها المجهريّة وكيفيّة ترتيبها. ومع ذلك، فإنّ لدى الطّبيعة طريقة مذهلة لإظهار التّركيبة الدّاخليّة لأيّ مركّب، في شكل البلّورة (crystal).



الأمثيست (الجمشت) التّركيبة الجزيئيّة

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.

أمّا وردة الصّحراء الموجودة في قطر، فهي بلّورة من الجبس. ومع تشكّل البلّورة ونموّها تنتظم حبيبات الرّمل وفقًا لمستوى واحد، الأمر الذي يؤدّي إلى تشكّل تركيبة «بتلة الورد» الحادّة الّتي نراها.

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
Molecular orbital	الفلك الجُزيئيّ
Resonance structure	التّركيبة الرّنينيّة

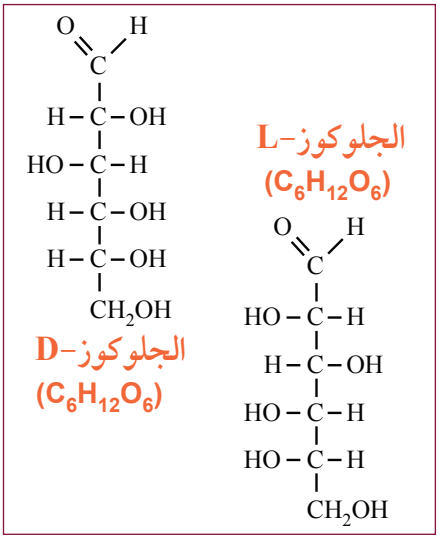
مخرجات التّعلّم

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 تمركّز الإلكترونات في البنزين.

C1101.6 يشرح أشكال الجزيئات، وزوايا الارتباط باستخدام نظريّة تنافر أزواج إلكترونات التّكافؤ (VSEPR).

الأشكال الهندسيّة للجزيئات



الشّكل 2-17 يبيّن التّركيبة الجزيئيّة لكلّ من الجلوكوز-L و الجلوكوز-D.

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 القابل 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.

تصف الهندسة الجزيئيّة زوايا الرّوابط في الجزيء وأطوالها. يمكن لجُزيء الميثانول (كحول الخشب) أن يكون مثالًا جيّدًا (**الشّكل 2-18**).

في المستوى الأوّل من الشّرح، 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 الرّوابط Bond angle**، فهي الزّاوية النّاتجة من متوسّط المواقع لثلاث ذرّات متّصلة بوساطة رابطتين، كذرّات الكربون والأكسجين والهيدروجين 1 و2 و3، كما في **الشّكل 2-18**.

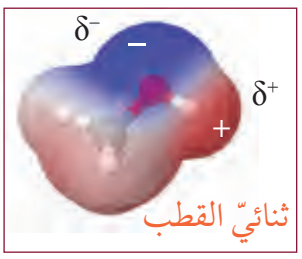
طول الرّابطة (Å)

1 – 2	1.41
1 – 4	1.12
1 – 5	1.12
1 – 6	1.12
2 – 3	0.96

زاوية الرّابطة (°)

1 – 2 – 3	107°
4 – 1 – 6	109°
4 – 1 – 2	112°

الشّكل 2-18 يمثّل أطوال الرّوابط وزواياها.



الشّكل 2-19 توزيع الشّحنة في جُزيء الميثانول.

لاحظ أنّ ذرّات الهيدروجين الثّلاث (4 و5 و6) وذرّة الأكسجين (2) تشكّل 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).

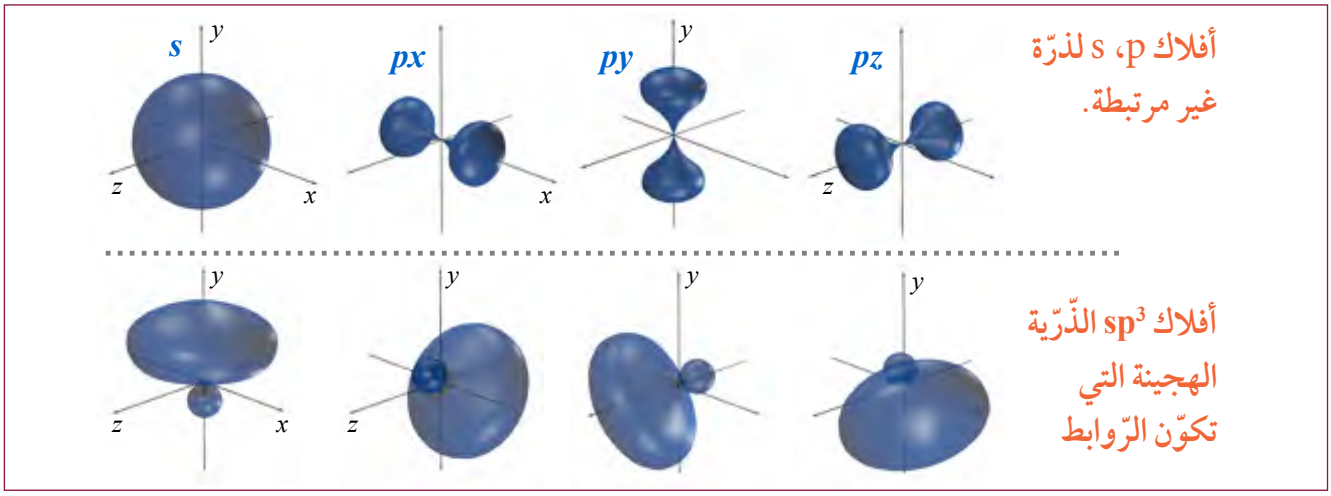
الأفلاك الجُزيئيّة

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 كرويًّا وثلاثة أفلاك p. وما يجب تذكّره هو أن لهذه الأفلاك أشكالًا 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.

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.

التهجين Hybridization عمليّة دمج لأفلاك ذرّيّة تؤدّي إلى تشكّل أفلاك مهجّنة لها شكل مختلف وطاقة مختلفة، يمكنها أن تتداخل مع أفلاك عاديّة أو مهجّنة لذرّات أخرى، لتشكّل أفلاكًا جُزيئيّة مختلفة في الشّكل والطّاقة.

الشّكل 2-21 مستوى طاقة الأفلاك s، p في ذرّة الكربون مقارنة بطاقة أفلاك sp^3 المهجّنة في ذرّة الكربون.

تُغيّر 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. يساوي عدد الأفلاك المهجّنة الناتجة عدد الأفلاك المندمجة.

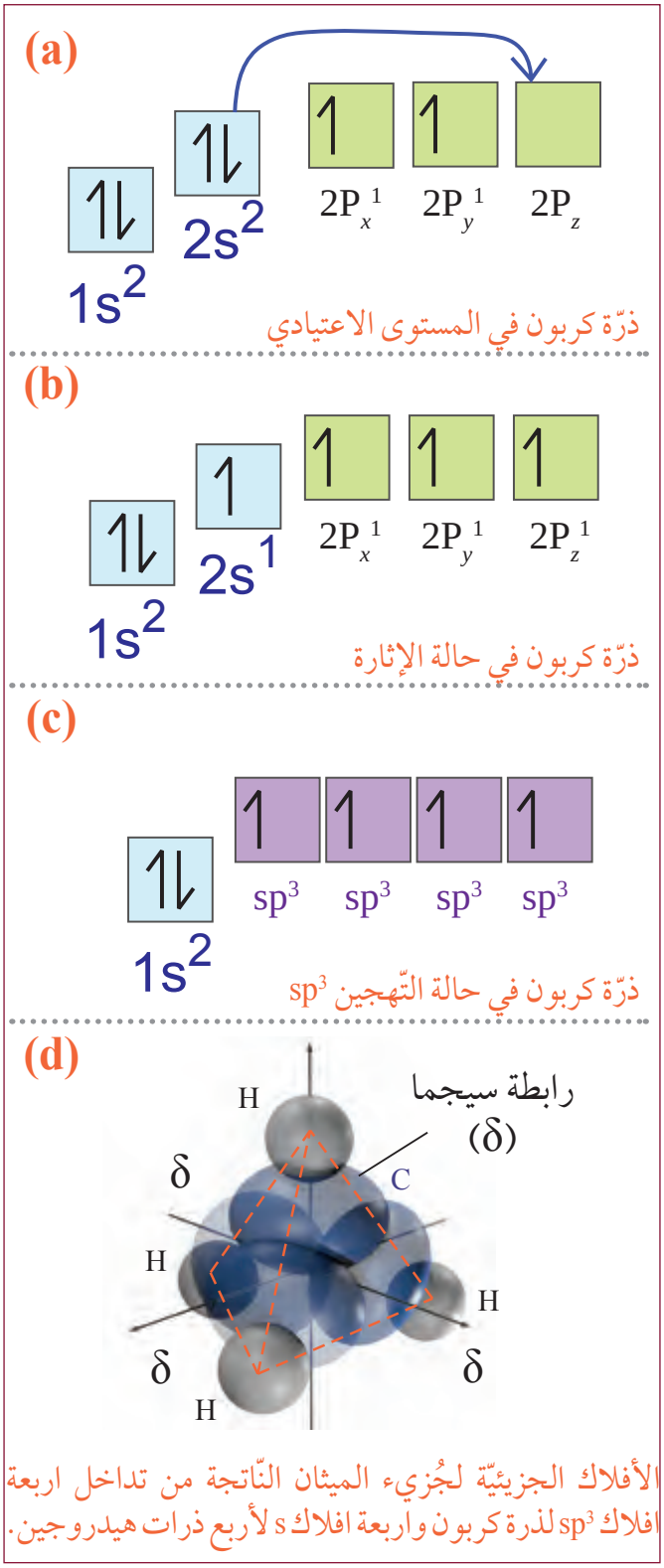
التّهجين sp^3

يبيِّن **الشّكل 22-2** الأفلاك الجزيئيّة لجزيء الميثان CH_4. كما يبيِّن كيفية دمج الفلك s مع الأفلاك p_x، p_y، p_z لتشكّل 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، اثنتان في الفلك (s) واثنتان في الفلك (p). لذلك هي غير متساوية في الطّول والقوّة. فكيف يمكن لجزيء الميثان أن يكوّن أربع روابط تساهميّة متساوية بالطّول والقوّة؟

الحل من خلال الخطوات الآتية:

1. يثار إلكترون من ذرّة الكربون في المستوى الاعتيادي من المستوى $2s^2$ إلى المستوى $2p_z$ الفارغ (**الشّكل 22-2 a**).
2. الآن هناك أربعة إلكترونات مفردة تستطيع أن تكوّن أربع روابط، ولكنها غير متساوية في الطّول والقوّة (**الشّكل 22-2 b**).
3. يحدث اندماج بين فلك 2s مع ثلاثة أفلاك (2p) لتكوين أربعة أفلاك مهجّنة، يُسمّى كل منها sp^3 (**الشّكل 22-2 c**).
4. تتنافر الأفلاك المهجّنة بأقصى زاوية تحقِّق لها الاستقرار، حتى تصل إلى زاوية 109.5° وشكل هرمي رباعيّ الأوجه.
5. يحدث تداخل بين أربعة أفلاك مهجّنة sp^3 وأربعة أفلاك ذرّيّة $1s^1$ لأربع ذرّات هيدروجين بروابط تساهميّة قويّة تسمّى روابط سيجما مكوّنة جزيء الميثان (**الشّكل 22-2 d**).

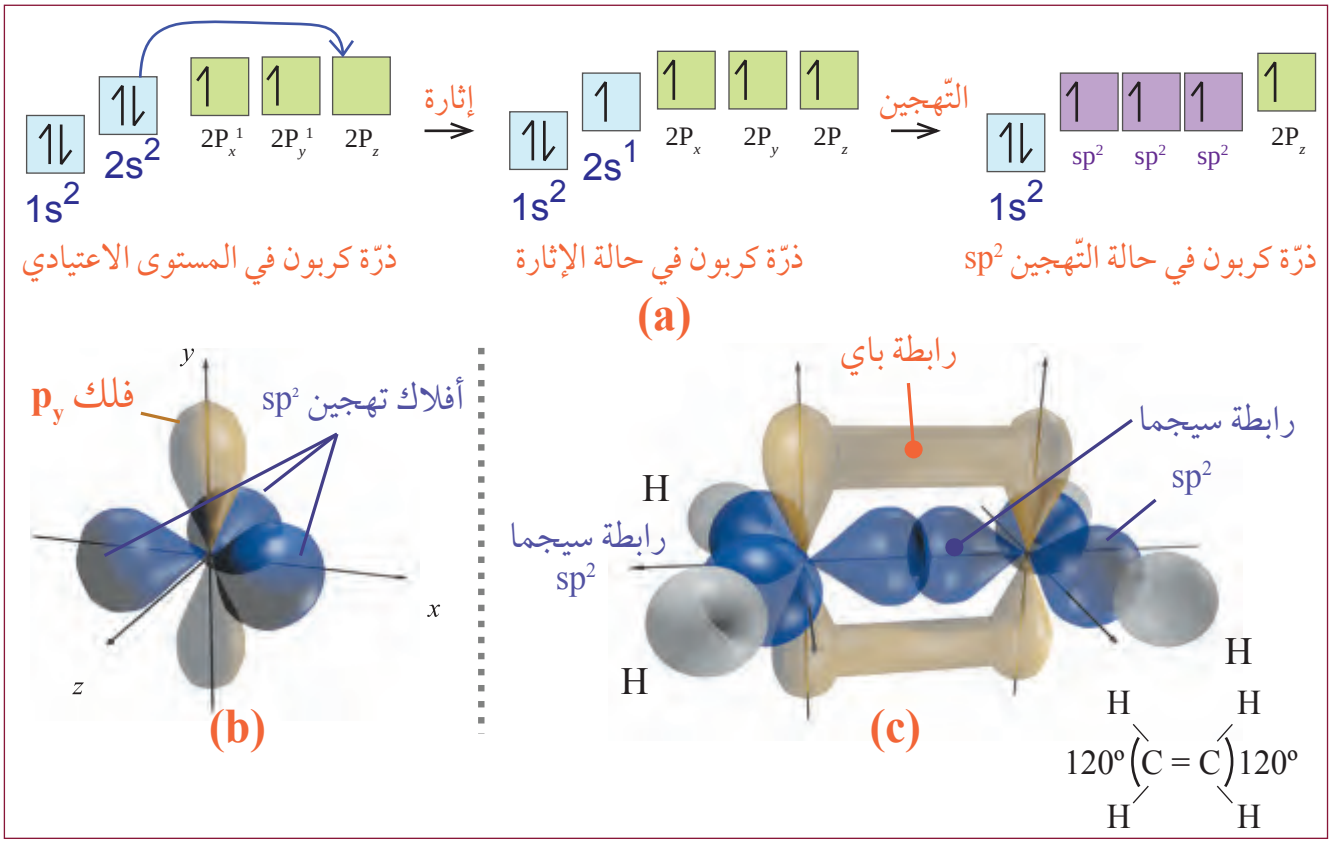
الجزيئات الّتي لدى ذرّتها المركزيّة أربع مناطق كثافة إلكترونيّة، تكوّن أربعة أفلاك مهجّنة من النّوع sp^3. مثال ذلك، ذرّة الأكسجين في جزيء الماء H_2O، وذرّة النّيتروجين في جزيء الأمونيا NH_3.



الشّكل 22-2 خطوات تكوين جُزيء الميثان.

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 الذّرّة المحاطة بهذه الطّريقة تشكّل ثلاثة أفلاك مهجّنة من نوع sp^2، كما هو مبيّن في **الشّكل 2-a23**. 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-b23**).



الشّكل 2-23 (a) مراحل تكوين أفلاك sp^2 المهجّنة.

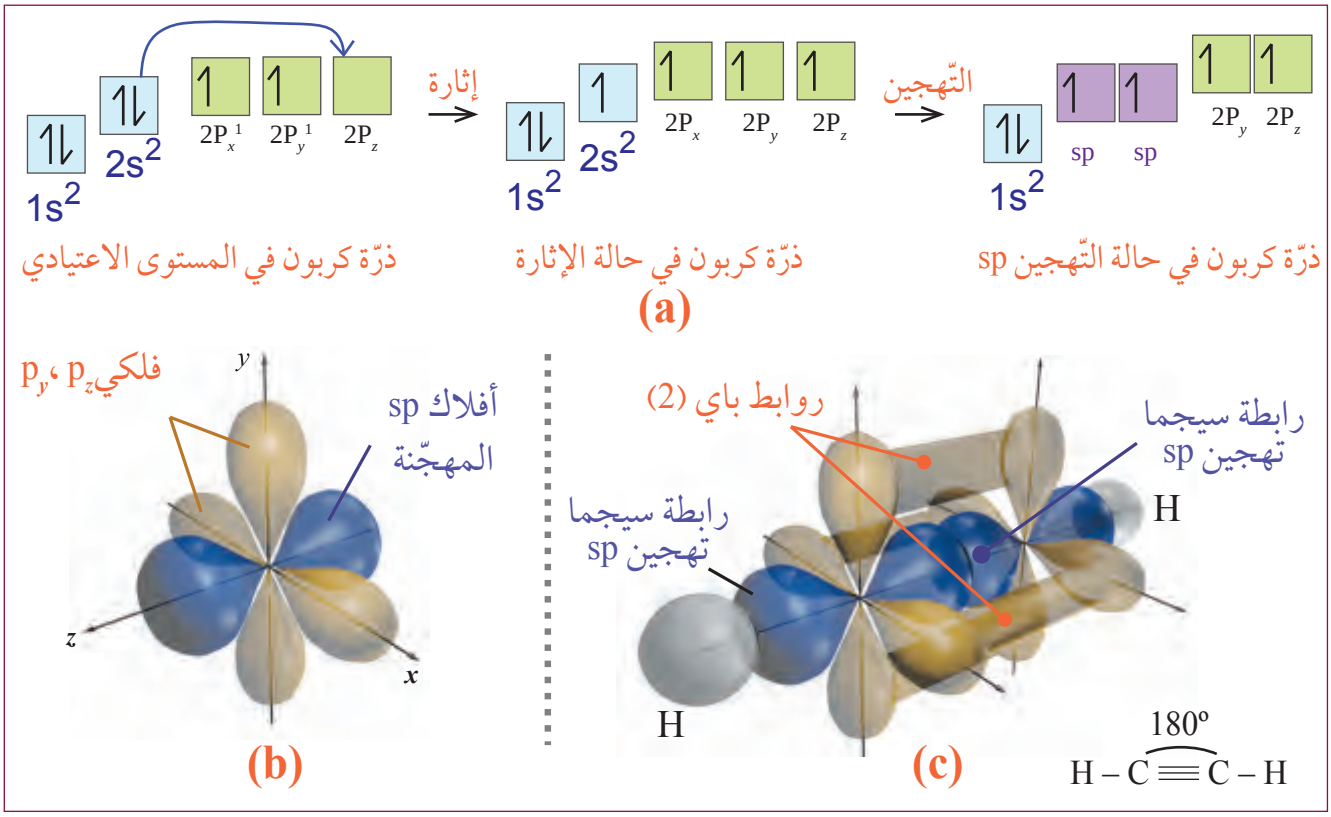
(b) شكل ذرة الكربون المهجّنة sp^2.

(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 فلكي p_y غير المهجّنين بالجنب في **رابطة باي pi-bond** (**الشّكل 2-c23**). 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_y 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 يبيِّن **الشّكل 2-24a**. أما **الشّكل 2-24b**، فيبيّن شكل الفلك sp المهجّن. وتشكّل ذرّتا الكربون رابطة 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 sp لكل ذرّة كربون، فيتداخل مع فلك 1s لكل ذرّة هيدروجين؛ فيتشكّل جُزيء الإيثاين ذو الشكّل الخطّي وزاوية 180°.



الشّكل 2-24 (a) مراحل تكوين أفلاك sp المهجّنة.

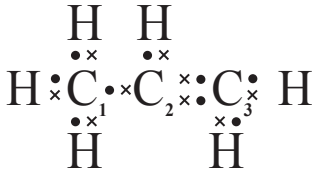
(b) شكل ذرة الكربون المهجّنة sp.

(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.



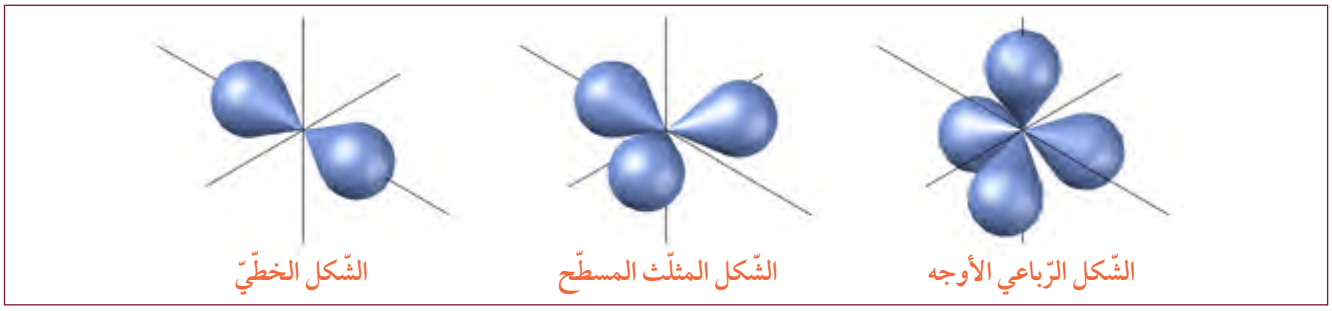
تحاط ذرّة الكربون رقم 1 بأربع مناطق كثافة إلكترونية وبذلك تكون الأفلاك المهجّنة لهذه الذرة هي من نوع sp^3. بينما ذرّتي الكربون الأخرى لدى كل واحدة منها ثلاث مناطق كثافة إلكترونية وبذلك تكون الأفلاك المهجنة هي من نوع sp^2.

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 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.

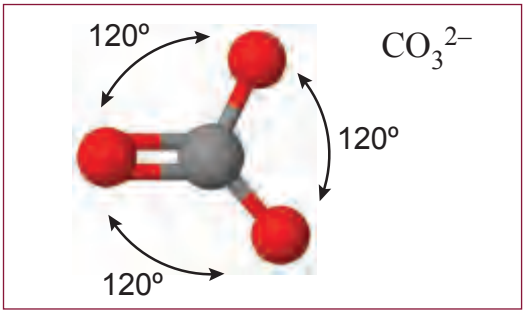
تعرف نظريّة تنافر المناطق ذات الكثافة الإلكترونيّة العالية بتسميتها : **تنافرأزواج إلكترونات التّكافؤ**، وهي تختصر بـ **Valence Shell Electron Pair Repulsion (VSEPR)**.

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.

تتنافر مناطق الكثافة الإلكترونيّة فيما بينها ضمن الفضاء الثلاثيّ الأبعاد.

تنطبق نظريّة VSEPR على الرّوابط التّساهميّة في الجُزيئات. أمّا الرّوابط الأيّونيّة وانتقال الإلكترونات وتركيبة المركّبات الأيّونيّة، فهي موضوعات سوف تعالج في الدّرس التالي. ومع ذلك، يمكن تطبيق نظريّة VSEPR على أشكال جميع الرّوابط التّساهميّة في الأيّونات المتعدّدة الذّرّات، مثال ذلك، شكل أيّون الكربونات CO_3^{2-}، المثلّث المسطّح المبيّن في **الشّكل 2-26**.

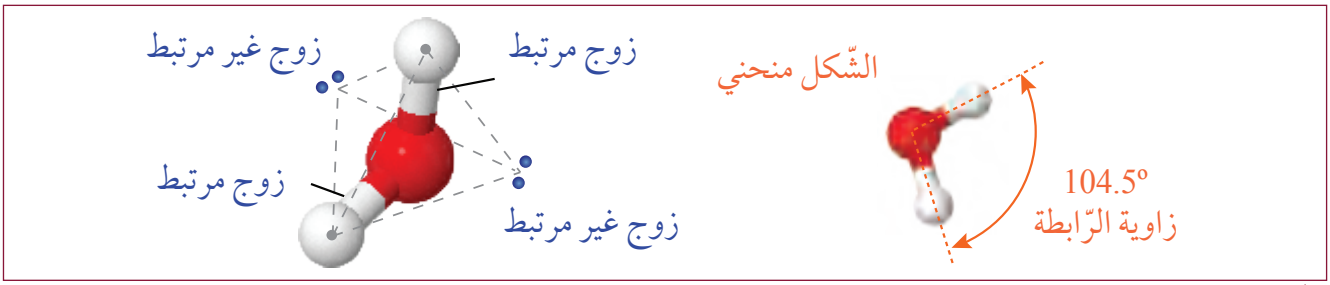


الشّكل 2-26 زوايا الرّوابط في أيّون الكربونات.

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 التّقاطعات ×) وفقًا لنموذج تمثيل لويس النّقطيّ، وهي تسمّى، أحيانًا، أزوجًا غير مشاركة أو أزواجًا غير مرتبطة. فالأزواج الحرّة هي مناطق من الكثافة الإلكترونيّة تسهم في تنافر الإلكترونات وفقًا لنظريّة VSEPR.

يكوّن جزيء الماء مثالًا جيّدًا على الجزيئات الّتي لذرّاتها المركزيّة أزواج حرّة من الإلكترونات. لذا يكون شكل جُزيء الماء منحنيًا بزاوية روابط تساوي 104.5°. يرجع ذلك إلى وجود زوجين من الأزواج الإلكترونيّة الحرّة إضافة إلى الزّوجين المكوّنين للرّابطتين. ويؤدّي التّنافر العالي للزّوجين المنفردين إلى دفع رابطتي O-H نحو الشّكل المنحني (**الشّكل 2-27**). يجيء شكل الجزيء نتيجة وجود أربعة مجالات من الكثافة الإلكترونيّة الّتي تعطي 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° درجات، أي أصغر من زوايا الشكل الرّباعيّ المثاليّ. 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 تبدو 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، وفضلًا عن ذلك لا توجد أزواج إلكترونات منفردة عند الذرّة المركزيّة، للتّأثير في هندسة الجُزيء. وبالتّالي، فإنّ جُزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2 يكون خطّيًّا (**الشّكل 2-28**). وهكذا فإنّ الجُزيئات الّتي تملك منطقتين من الكثافة الإلكترونيّة يكون شكلها خطّيًّا.

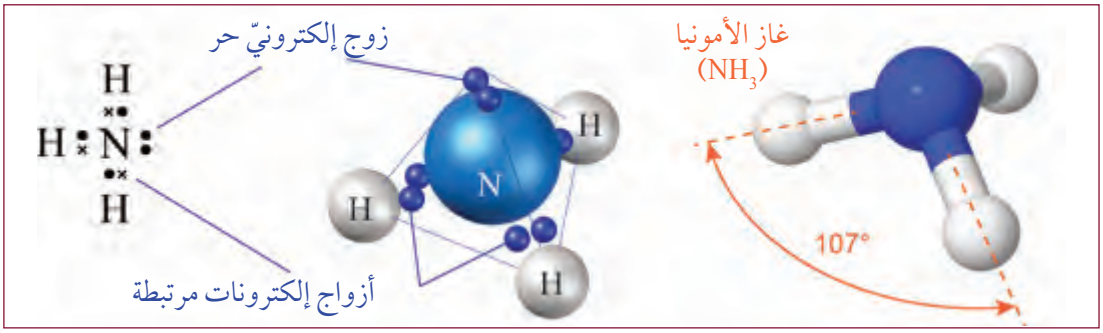
الشّكل 2-28 مجالان من الكثافة الإلكترونيّة في جُزيء ثاني أكسيد الكربون يصنعان شكلًا خطّيًّا بزاوية مقدارها 180°.

الأشكال الهرميّة والمثلّثة المسطّحة

سؤال للمناقشة

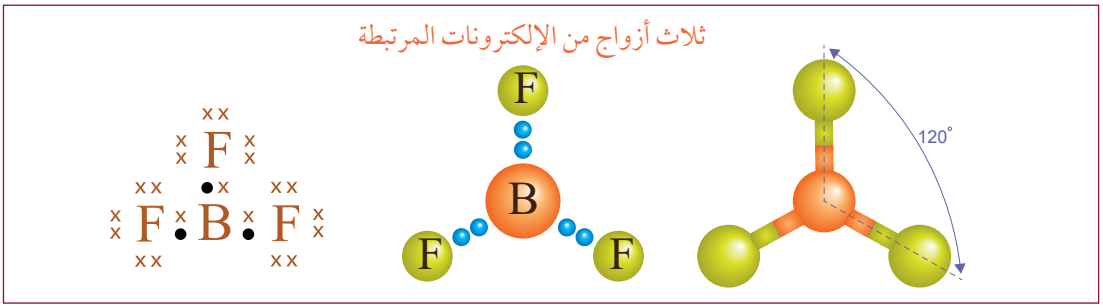
لِمَ يكون شكل NH_3 مثلّثًا هرميًّا، في حين أن BF_3 مثلّث مسطّح؟

لتحديد شكل الجُزيء، نبدأ مع مخطّط لويس لتحديد الأزواج الحرّة والأزواج المرتبطة. ويعدّ جُزيء الأمونيا NH_3 مثالًا جيّدًا على تنافر الزّوج الحرّ؛ 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 مثلّث مع زوايا تساوي 107°. ويكون تنافر الزّوج الحرّ أكبر من التّنافر بين الأزواج المترابطة 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 مثلّثة.



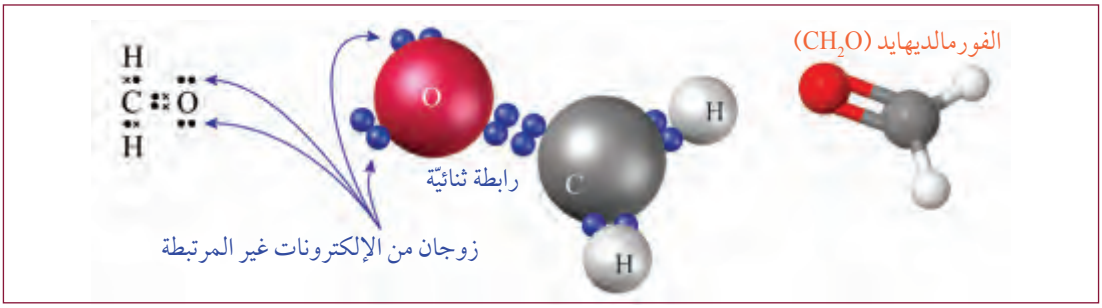
الشّكل 2-29
الشّكل الهرميّ المثلّث لجزيء NH_3.

ليست جميع الجزيئات التي صيغتها الكيميائيّة الافتراضيّة AB_3 لها الشكل الهرميّ المثلّث 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.

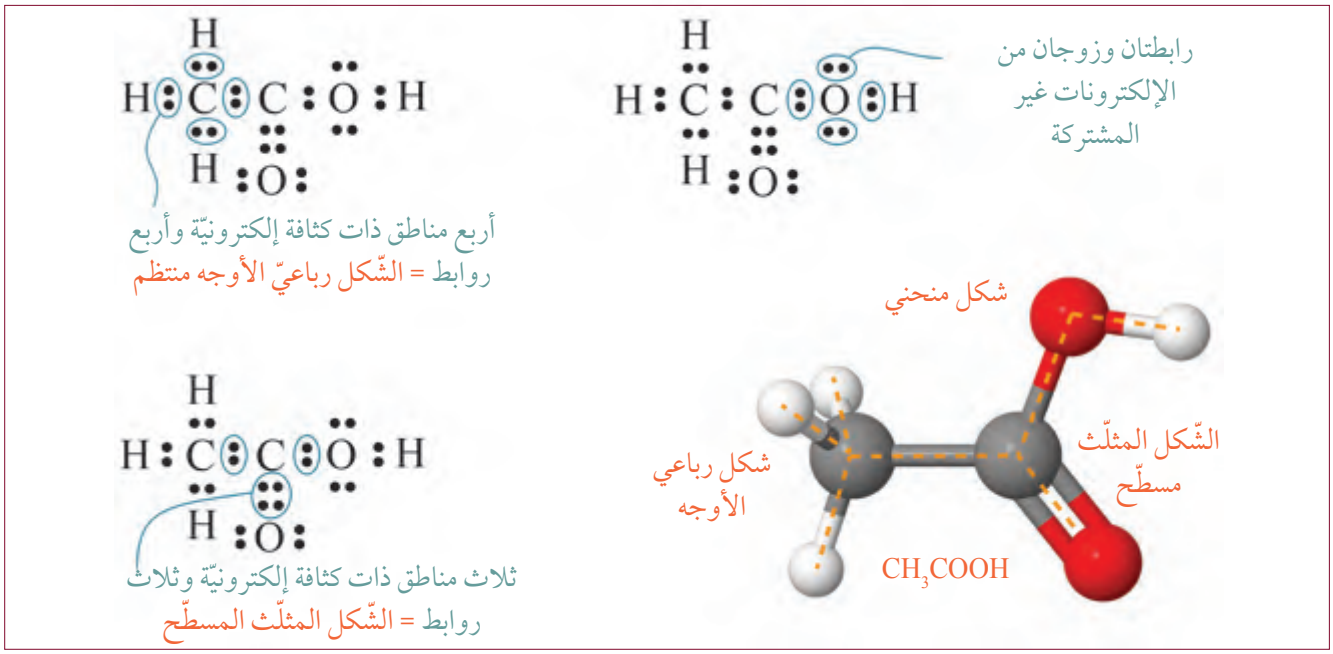
يمكن للرّوابط الثّنائيّة، أحيانًا، أن تؤدّي إلى تكوّن ثلاث مناطق من الكثافة الإلكترونيّة حول الذرّة المركزيّة، ويمثّل جزيء الفورمالدهايد، CH_2O في **الشّكل 2-31** مثالًا جيّدًا. وهو أيضًا مثالًا على جزيء مثلّث مسطّح.



الشّكل 2-31
يتكوّن الشّكل المثلّث المسطّح من ثلاثة مجالات من الكثافة الإلكترونيّة.

الجُزيئات المتعدِّدة الذّرّات

ينطبق مبدأ نظريّة التّنافر بين أزواج إلكترونات التّكافؤ 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 المزدوجة تصنع ثلاث مناطق من الكثافة الإلكترونيّة، بينما تشكّل المجموعة C-O-H شكلًا منحنيًا.

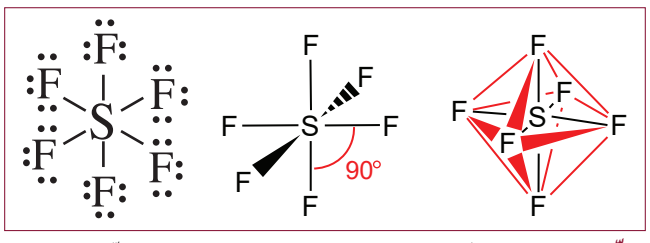


الشّكل 2-32 تتبّع أشكال الجزيئات العديدة الذّرّات أنماط VSEPR.

سوف تساعدك هذه الخطوات على تعرُّف التّركيب الجزيئيّ.

1. اِبدأ بمخطّط تمثيل لويس النّقطيّ.
2. قم بعد مجموعات الإلكترونات، ورتّبها لتكون متباعدة قدر الإمكان لتقليل تنافر الإلكترونات، ثم حدّد عدد الإلكترونات الحرّة والمرتبطة.
3. حدّد التّرتيب الثلاثيّ الأبعاد للذّرّات، من حيث مشاركة الإلكترونات.
4. حدّد تركيبًا جزيئيًّا من خلال مواقع الذّرّات، يُنتِجُ شكلًا رباعيّ الأسطح مع أربع مناطق ذات كثافة إلكترونيّة.

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°.

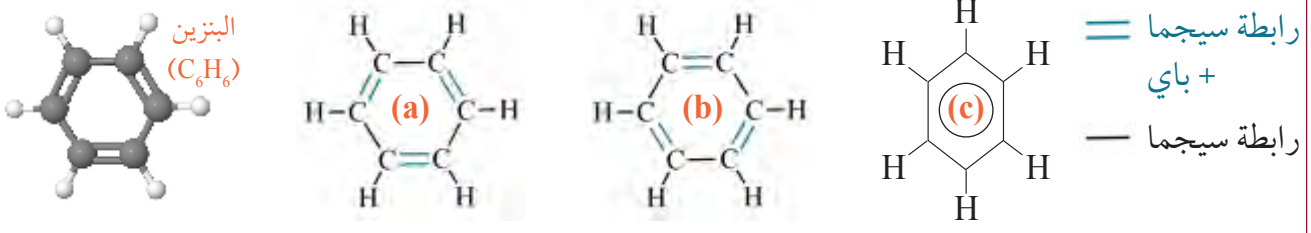


الشّكل 2-33 التّركيب البنائيّ لجزيء SF_6 ذو الشّكل الهندسيّ ثمانيّ الأوجه وزوايا 90° بين الرّوابط S–F.

تركيب الرّنين

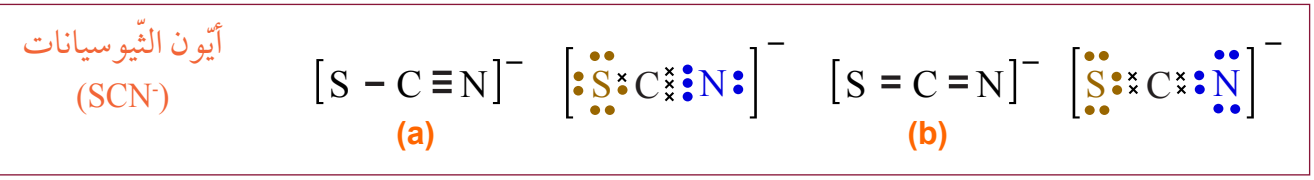
كان معروفًا، في أوائل القرن التّاسع عشر، أنّ المركّب العضوي البنزين وصيغته الكيميائيّة C_6H_6 مهمّ، لكنّ شكله البنائيّ لم يكن معروفًا. وقد اقترح الكيميائيّ الألمانيّ أوغست كيكولي الهيكل الصّحيح عام 1865. البنزين هو حلقة سداسيّة من ستّ ذرّات كربون وست ذرّات هيدروجين كل منها مرتبطة برابطة تساهميّة أحاديّة مع ذرة كربون. ترتبط ذرّات الكربون الست داخل الحلقة برابطة 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 مع أشكال متعدّدة، ويترجّح الجُزيء بين الأشكال المتعدّدة، ولا تتمركز بعض إلكترونات التّكافؤ في البنزين في أيّ ذرّة كربون. وتدور حول الحلقة مع روابط باي (π) المتبادلة. وبالتّالي يتشابه البنزين مع الألكينات في وجود رابطة باي (π)، ويختلفان في دوران الروابط (π) وعدم تمركزها في البنزين. وكذلك التّهجين في كل ذرّة كربون من جزيء البنزين من النّوع sp^2 بزاوية 120^o.

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 2-34c**.



الشّكل 2-34 تراكيب الأشكال الرّنينيّة للبنزين تترجّح بين الشّكل (a) والشّكل (b).

مثال آخر على تركيب الرّنين نلاحظه في شكل أيّون الثّيوسيانات SCN^-. يبيّن **الشّكل 2-35** أنّ لهذا الأيّون رابطة تساهميّة أحاديّة مع رابطة تساهميّة ثلاثيّة أو رابطتين ثنائيّتين. كذلك يتراوح شكل أيّون SCN^- بين هذين الشّكلين الرّنينيّين، مثله مثل شكل جزيء البنزين، نتيجة عدم تمركز الرّابطة باي (π).



الشّكل 2-35 التّركيب الرّنينيّ لأيّون الثيوسايانات SCN^-.

مثال 5

صف جزيء الماء H_2O من خلال نظرية VSEPR محدِّدًا نوع التّهجين لذرّة الأكسجين.

الحلّ: الذرّة المركزيّة في جُزيء الماء هي الأكسجين. إلكترونات تكافؤ 6: 2 فلك (s) و 4 أفلاك (p).
اكتب تمثيل لويس لجزيء الماء:

لذرّة الأكسجين 4 مناطق كثافة إلكترونيّة (زوجا إلكترونات مرتبطة وزوجان من الإلكترونات الحرّة) وأفلاكها المهجّنة من نوع sp^3، وبحسب نظرية VSEPR الشكل الهندسيّ منحني بزاوية 104.5^o.

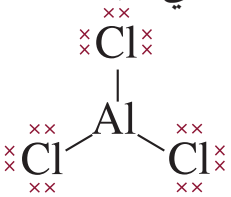
مثال 6

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^o.



مثال 7

توقّع الشّكل الهندسيّ لهيدريد البريليوم BeH_2 بالاستناد إلى نظريّة VSEPR، محدِّدًا نوع التّهجين لذرّة البريليوم.

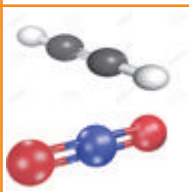
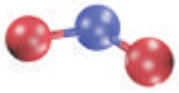
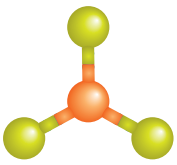
الحلّ: اكتب تمثيل لويس النّقطيّ للإلكترونات للعناصر المكوّنة لهذا الجزيء:
اكتب تمثيل لويس النّقطيّ للجزيء BeH_2

الذّرة المركزيّة لها منطقتان من الكثافة الإلكترونيّة، وأفلاك البريليوم المهجّنة هي من النوع sp بحسب نظريّة VSEPR الشّكل الهندسيّ هو خطيّ بزاويا 180^o.

التّراكيب والأشكال الهندسيّة للجُزيئات

يبيّن **الجدول 2-3** لمحة عامّة عن بعض الأشكال الجزيئيّة الأساس، إضافة إلى تمثيلات لويس النّقطيّة. ويحدِّد الجدول أيضًا نوع التّهجين الّذي يحدث مع تلك الأشكال. لاحظ أنّ الأشكال الأخرى ترتبط بخمس روابط حول الذّرّة المركزيّة أو ستّ، أو ثمانٍ.

الجدول 2-3 التّراكيب والأشكال الهندسيّة للجزيئات.

مثال	مناطق الكثافة الإلكترونيّة	مثال على تمثيلات لويس	الشّكل الهندسي	نوع التّهجين المحتمل	قيمة الزّاوية	التّركيب	الذّرّة المركزيّة: أزواج مترابطة	الذّرّة المركزيّة: أزواج منفردة
C_2H_2 CO_2	2	H C ⋮⋮ C H O C O	خطّيّ	sp	180°		4	0
H_2O	4	H O H	منحنٍ	sp^3	104.5°		2	2
BF_3	3	F F B F	مثلّث مسطّح	sp^2	120°		3	0
NH_3	4	H N H H	مثلّث هرميّ	sp^3	107°		3	1
CH_4	4	H H C H H	رباعيّ أوجه منتظم	sp^3	109.5°		4	0

مثال 8

توقّع التّركيب الجزيئيّ للمركّب رابع كلوريد السّيليكون $SiC\ell_4$

الحلّ: نرسم التّمثيل النّقطيّ للعناصر المكوّنة لهذا الجزيء: $\cdot\ddot{\underset{\times}{\underset{\times}{Cl}}}:$ $:\ddot{\underset{\times}{\underset{\times}{Si}}}:$

اكتب تمثيل لويس النّقطيّ للجزيء $SiC\ell_4$.

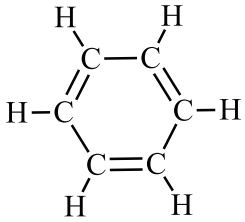
هناك أربع روابط أحاديّة متماثلة من نوع سيجما. هذا يعني أنّ الشّكل الهندسيّ لجزيء $SiC\ell_4$ هو رباعيّ أوجه منتظم.

2-2 الأشكال الهندسيّة للجُزيئات

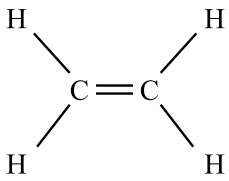
سؤال الاستقصاء	ما الأشكال الهندسيّة الّتي تمتلكها الجُزيئات؟
الموادّ المطلوبة	النّماذج الجزيئيّة.

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 البنى الجزيئيّة

1. كم تركيبًا هندسيًّا يمكن بناؤها لمركّب يتكوّن من ذرّتي كربون، وخمس ذرّات هيدروجين، وذرّة نيتروجين، وذرّة أكسجين، وصيغته الكيميائيّة C_2H_5NO؟
2. ارسم المخطّط الهيكليّ، وتمثيل لويس النّقطيّ لكلّ تركيب، بحسب قواعد التّرابط المعتمدة.

الأسئلة

a. ابحث عن أسماء التّراكيب الّتي توصّلت إليها.
b. ابحث عن تطبيق واحد على الأقلّ لاستخدام كلّ 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 خطّيًّا؟

تقويم الدّرس 2-2

1. يستخدم أكسيد النّيتروز N_2O (غاز الضّحك) غالبًا لأغراض التّخدير الطّبّيّ.
   a. ارسم تمثيل لويس النّقطيّ لهذا الجزيء.
   b. ما عدد مناطق الكثافة الإلكترونيّة لهذا الجزيء؟
   c. صف الشّكل المتوقّع للجزيء.
2. يحتوي جُزيء على أربع مناطق كثافة إلكترونيّة: اثنان منها تمثيل روابط كيميائيّة. أيّ من الأشكال الهندسيّة الآتية صحيح لهذا الجزيء؟
   a. خطّيّ
   b. منحنٍ
   c. مثلّث مسطّح
   d. رباعيّ أوجه منتظم
3. صف نوع التّهجين في ثاني أكسيد الكربون.
   a. حدّد موقع روابط سيجما وعددها.
   b. حدّد موقع روابط باي وعددها.
   c. ما نوع التّهجين الّذي ينطبق على ذرّة الكربون المركزيّة؟
4. أعط مثالًا واحدًا على كيفيّة اختلاف الأفلاك الجزيئيّة عن الأفلاك الذّريّة.
5. صف كيف يمكن أن تحدّد الأفلاك الجزيئيّة روابط سيجما وباي المتعلّقة بالرّوابط الأحاديّة، والثنائيّة، والثّلاثيّة.
6. صف الشّكل الهندسيّ لجزيء يتكوّن من ذرّة مركزيّة، وثلاث ذرّات جانبيّة مرتبطة مع الذّرّة المركزيّة. لهذا الجزيء ثلاث روابط من نوع سيجما، ورابطة واحدة من نوع باي.
7. صف بأسلوبك الخاصّ مصطلح «التّراكيب الرّنينيّة». أعطِ مثالًا كيميائيًّا واحدًا على الأقلّ.
8. ارسم تمثيل لويس النّقطيّ، وتوقّع شكل الجُزيء للمركّب ثلاثيّ كلوريد الفسفور، $PC\ell_3$. هل هذا الجزيء قطبيّ أم غير قطبيّ؟ فسّر إجابتك.
9. استحدم نظريّة VSEPR لتحدّد أشكال الجزيئات الآتية:
   a. HI b. CBr_4 c. $C\ell O_3^-$
10. ارسم تمثيل لويس النّقطيّ للجُزيء $CH_2C\ell_2$، ثم حدِّد نوع التّهجين لذرّة الكربون. استنتج الشّكل الهندسيّ لهذا الجُزيء.

الدّرس 3-2
القوى الجزيئيّة البينيّة

إنّ الخاصّيّة الأكثر وضوحًا للمادّة هي تلك الّتي نراها في الحالات الثّلاث، سواء الصّلبة، أو السّائلة، أو الغازيّة. وعمليًّا، يمكن أن تتوافر أشكال المادّة جميعها 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 الأيّونات معًا.

المفردات

قوى الجُزيئيّة البينيّة	Intermolecular forces
قوى الجُزيئيّة الداخليّة	Intramolecular forces
الرّابطة الهيدروجينيّة	Hydrogen bonding
قوى لندن التّشتّتيّة	London dispersion forces
قوى جذب فان در فال	Van der Waals attraction
قوى ثنائيّة القطب	Dipole force
قوى جذب ثنائيّة القطب–ثنائيّة القطب	Dipole-dipole attraction force
التّساهميّة الشّبكيّة	Network covalent
قابليّة السّحب (المرونة)	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 الموادّ 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 للموادّ، وخاصّة الجليد والماء، والحمض النّوويّ (DNA).

C1102.4 يصف، بمصطلحات بسيطة، الاختلافات بين التّراكيب الشّبكيّة في الموادّ 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** 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 الموادّ، 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 334 J من الطّاقة لصهر جرام واحد من الجليد، وتحويله إلى ماء عند درجة حرارة مقدارها 0°C، كما أنّه يلزم 2،650 J 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، لذلك فهي تحتاج إلى طاقة أعلى لكي يجري التّغلّب على القوى الجزيئيّة البينيّة بشكل كامل.

الجدول 2-4
حالات الماء الثّلاث.

	صلبة	سائلة	غازيّة
الطّاقة النسبيّة (J/g)	0 →	334 →	2650
الكثافة (g/cm^3)	0.92	1.00	0.00033

الخصائص الفيزيائيّة والقوى الجزيئيّة البينيّة

من المعروف أنّ أيّ خاصّيّة فيزيائيّة، تعتمد على فصل جُسيمات المادّة ، تتأثّر بشكل مباشر بشدّة القوى الجزيئيّة البينيّة. ومن هذه الخواصّ، درجتا الانصهار والغليان، اللّتان تعدّان واحدًا من المؤشّرات على شدّة تلك القوى، كما هو موضّح في **الجدول 2-5**. إنّ الموادّ الّتي تمتلك قوى جزيئيّة بينيّة منخفضة غالبًا ما تكون في الحالة الغازيّة أو السّائلة عند درجة حرارة الغرفة، مثل غاز الميثان، والزيت. أمّا الموادّ الّتي تمتلك قوى جزيئيّة بينيّة مرتفعة ، فهي في الحالة الصّلبة عند درجة حرارة الغرفة، مثل الملح. ويُعدُّ الشّمع مادّة تمتلك قوى جزيئيّة بينيّة متوسّطة، إذ تكون صُلبة عند درجة حرارة الغرفة، ولكنّها تنصهر بسهولة.

الجدول 2-5 درجات الانصهار والغليان لبعض الموادّ 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

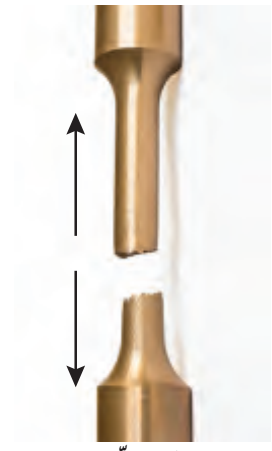
وهنالك العديد من الخصائص الأخرى الّتي تحدّدها القوى البينيّة الجزيئيّة، انظر **الشّكل 2-37**.

1. القساوة hardness: القوّة اللّازمة لخدش سطح الموادّ.
2. قابلية السّحب (المرونة) ductility: القدرة على الانحناء من دون كسر.
3. الهشاشة brittleness: الميل إلى الكسر قبل الانحناء.
4. قوّة الشّدّ tensile strength: القوّة اللّازمة لكسر الموادّ في حالة الشّدّ.
5. اللّزوجة viscosity: مقياس مقاومة السّائل للتّدفّق والانسياب.
6. التّوتّر السّطحيّ surface tension: ميل سطح السّائل للالتصاق بعضه مع بعض.

القساوة

قابليّة الطّرق والسّحب

الهشاشة


قوّة الشّد

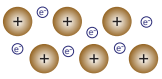
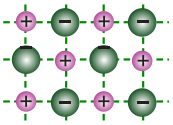
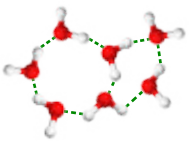
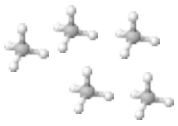
اللّزوجة

الشّكل 2-37 خصائص الموادّ.

أنواع القوى الجزيئيّة

تنشأ القوى بين الذرّات وبين الجزيئات بآليات كثيرة متنوّعة، وعادة ما تكون مختلفة في القوّة والشّدّة؛ فأكثر هذه القوى ذات شدّة عالية هي في الواقع الرّوابط الكيميائيّة الموجودة في الفلزات، والموادّ الصّلبة الشّبكيّة مثل الألماس، والبلورات الأيّونيّة مثل الملح. أمّا القوى الجزيئيّة البينيّة الأضعف، فتُسمّى **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 في ترتيب متناقص بحسب قوّتها وشدّتها.

الجدول 2-6 القوى المؤثّرة الموجودة بين جُسيمات الموادّ الكبيرة والضخمة.

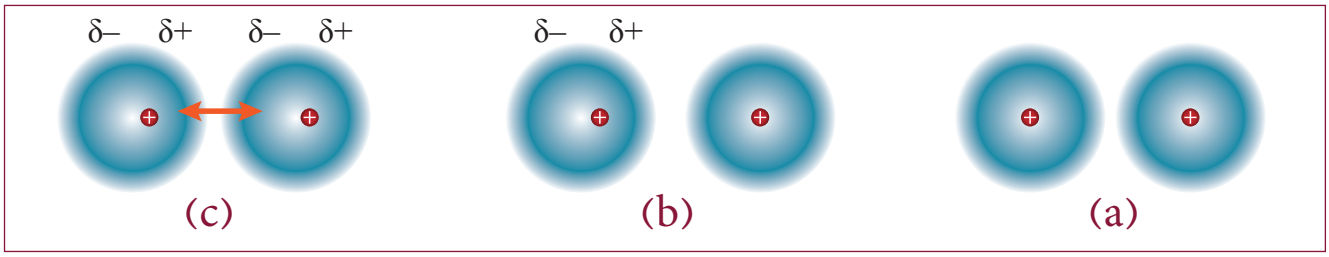
	التّصنيف	أمثلة	النوع		
	روابط تساهميّة	الألماس الزّجاج	تساهميّة شبكيّة	قوى جزيئيّة داخليّة الرّوابط الكيميائيّة	قويّة
	روابط فلزيّة	الفلزّات الحديد، الفضّة	فلزيّة		
	روابط أيّونيّة	الأملاح المعدنيّة كلوريد الصّوديوم	أيّونيّة		
	روابط هيدروجينيّة	الماء الكحول الطبّي	قوى جذب قطبيّة	قوى جزيئيّة بينيّة قوى فان در فال	
	قوى ثنائيّة القطب	كلوريد الهيدروجين			
	قوى لندن التّشتّتيّة	الزيوت والشّموع غاز هيليوم	قوى جذب غير قطبيّة		ضعيفة

يبيِّن الجدول أعلاه أن قوى فان درفال تقسم إلى فئتين رئيسيّتين:

1. قوى جذب غير قطبيّة ممثلة بقوى لندن التّشتّتيّة.
2. قوى جذب قطبيّة ممثلة بقوى ثنائيّة القطب.

أنواع القوى الجزيئيّة البينيّة: 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 بوساطة قوى ثنائيّة قطب لحظيّة بحيث تنجذب الذّرّات إلى بعضها عندما تكون قريبة جدًّا من بعضها، إذ تتكوّن نتيجة اختلافات صغيرة مؤقتة في اتّحاد السّحابة الإلكترونيّة الموجودة في الجزيئات غير قطبيّة المجاورة.



الشّكل 2-38 تكوّن قوى جذب ثنائيّة قطب لحظيّة.

يبيّن **الشّكل 2-38** تكوّن قوى ثنائيّة قطب لحظيّة كالآتي:

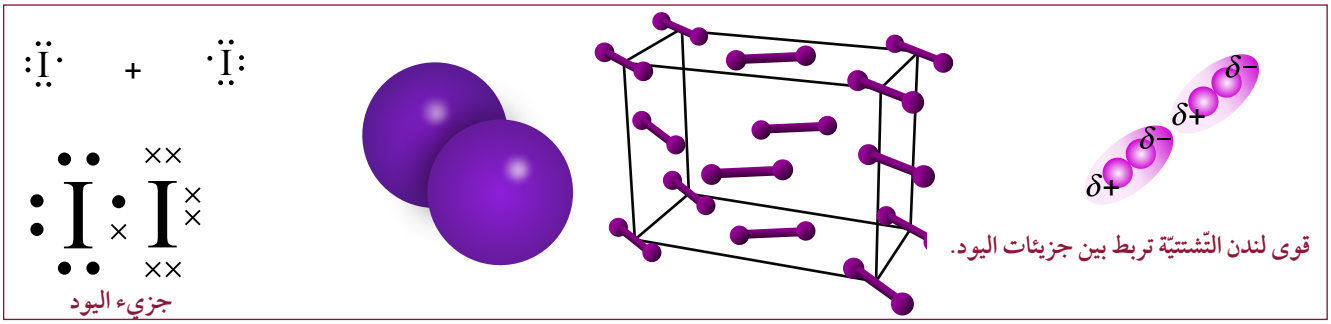
a. ذرّتان متعادلتان متقاربتان جدًّا.

b. حركة الإلكترون العشوائيّة حول النّواة تُنشئ «قوّة ثنائيّة قطب لحظيّة» في إحدى الذّرّتين. وبذلك قد يصبح توزيع هذه الإلكترونات في أي لحظة غير متساوٍ.

c. القوّة الثّنائيّة القطب المؤقتة الموجودة في إحدى الذّرّتين تحفّز القوّة الثنائيّة القطب المؤقتة في الذّرّة الأخرى بوساطة جذب إلكتروناتها (استقطاب مستحثّ)؛ فتجذب الذّرّتان ثنائيّتا القطب كلًّا منهما الأخرى، وهذا التّجاذب هو قوّة لندن التّشتّتيّة.

توجد هذه الظّاهرة في جميع الذّرّات والجزيئات بلا استثناء، لكنها القوّة البينيّة الوحيدة الّتي توجد بين ذرّات الغازات النّبيلة، والجزيئات غير القطبيّة، أو ذات القطبيّة الضّعيفة.

تنعكس هذه الحقيقة على درجات الغليان المنخفضة للغازات النّبيلة والمركّبات غير القطبيّة. تعتمد قوى لندن التّشتّتيّة على عدد الإلكترونات. لذلك تزداد بازدياد الكتلة الجزيئيّة، وهكذا نجد أن هذه القوّة تزداد بالاتّجاه إلى أسفل في مجموعة الهالوجينات F_2 - $C\ell_2$ - Br_2 - I_2. وهذا هو سبب وجود الكلور والفلور في الحالة الغازيّة والبروم في الحالة السّائلة. أما اليود فيوجد في الحالة الصّلبة كما يبيّن **الشّكل 2-39**.



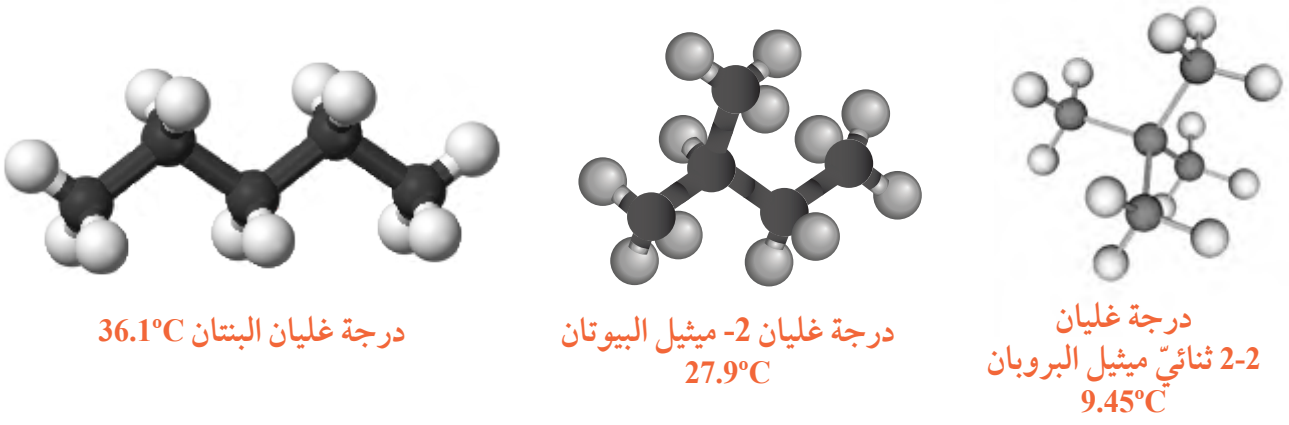
الشّكل 2-39 الرّوابط في جزيء اليود.

العوامل المؤثرة على قوى لندن التّشتّتيّة

بالإضافة إلى زيادة الكتلة الجزيئيّة نجد أيضًا أنّه كلّما ازدادت مساحة سطح الجزيء (شكل الجزيء الفراغي)، ازدادت قوى لندن التّشتّتيّة، إذ من السّهل ملاحظة ذلك من خلال ازدياد درجة الغليان للمركّبات الهيدروكربونيّة الصّغيرة، والّتي تكون في هيئة سلسلة مستقيمة. 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.

عند ازدياد التفرّع في المركّبات الهيدروكربونيّة، تنخفض درجة الغليان، لأن تفرّع المركّب نفسه، يقلّل من مساحة السّطح، فتقل قوى لندن التّشتّتيّة، مثال ذلك درجة غليان البنتان C_5H_{12} (سلسلة مستقيمة) 36.1°C، 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**.

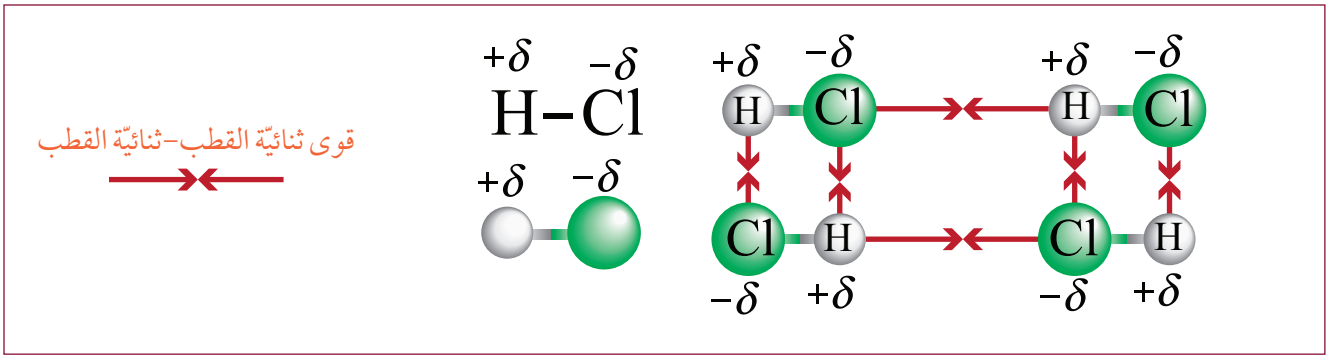


الشّكل 2-41 درجة غليان المركّبات الهيدروكربونيّة ذات الصّيغة الكيميائيّة C_5H_{12} تقل مع زيادة تفرُّع المركّب الهيدروكربوني.

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 تدفُّق الزّيوت بشكل كثيف، وسبب تحوّل الزّبدة إلى صلبة عند تبريدها.

أنواع القوى الجزيئيّة البينيّة: قوى ثنائيّة القطب–ثنائيّة القطب

تُعدّ القوى التي تربط الجُزيئات القطبيّة من أشد 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 **2-42**.



الشّكل 2-42 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 المجاورة لها. تُسمّى هذه القوى النّاشئة بين الجُزيئات القطبيّة **قوى ثنائيّة القطب–ثنائيّة القطب Dipole-dipole forces**.

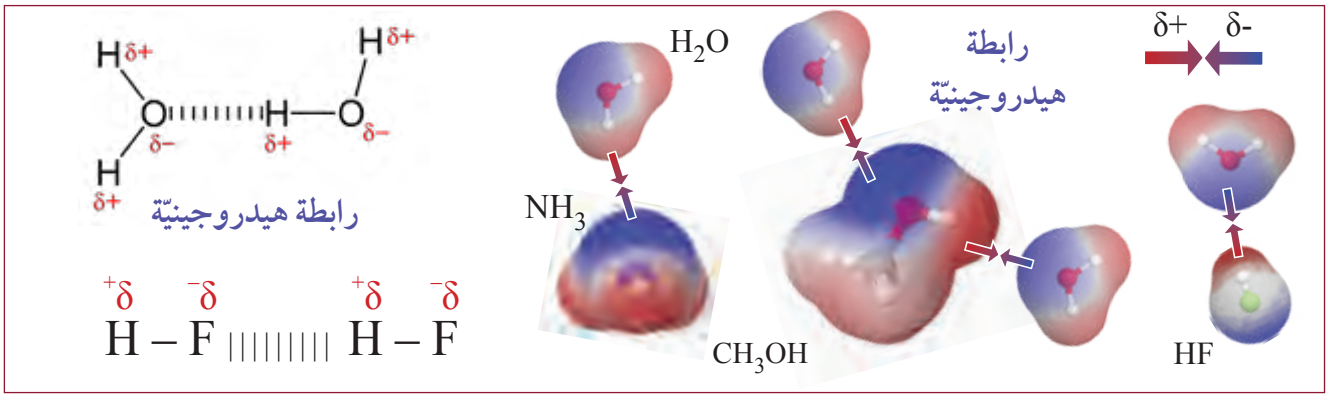
الجُزيئات الّتي تمتلك قوى ثنائيّة قطب دائمة تجذب بعضها بعضًا بشكل أقوى، مقارنة بقوى التّجاذب الثنائيّة القطب اللّحظيّة النّاشئة عن قوى لندن التّشتّتيّة. لنأخذ على سبيل المثال اثنين من المركّبات الجزيئيّة، هما غاز الميثان CH_4، والكلوروفورم $CHC\ell_3$. فقد استُخدم الكلوروفورم بوصفه عقّارًا طبّيًّا في 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 2-43**.

الشّكل 2-43 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 2-43** حيث تضيف هذه القوّة الثّنائيّة القطب الدّائمة قوّة جذب ثنائيّة قطب – ثنائيّة قطب بين جزيئات $CHC\ell_3$، مما يفسّر سبب ارتفاع درجة غليان $CHC\ell_3$.

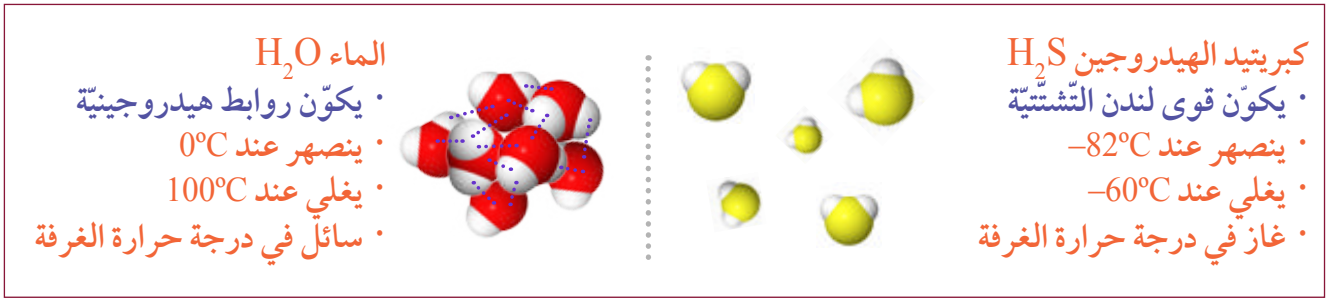
أنواع القوى الجزيئيّة البينيّة: الرّابطة الهيدروجينيّة

ذرّة الهيدروجين صغيرة، يحمي نواتها بشكل ضعيف إلكترون واحد. فعندما ترتبط مع ذرّات أخرى تمتلك سالبيّة كهربائيّة كبيرة 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 الشّحنة الجزئيّة الموجبة لذرّة الهيدروجين الموجودة في أحد الجُزيئات، والشّحنة الجزئيّة السّالبة لذرّة أخرى ذات سالبيّة كهربائيّة عالية، وحجم ذرّيّ صغير مثل الأكسجين، والنّيتروجين، والفلور في جزيئات مجاورة ، كما في الماء H_2O والأمونيا NH_3 والميثانول CH_3OH وفلوريد الهيدروجين HF، كما يبيّن **الشّكل 44-2**.



الشّكل 44-2 الرّابطة الهيدروجينيّة بين NH_3 و H_2O، وبين مجموعة OH الموجودة في CH_3OH و H_2O وبين HF و H_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 45-2** مقارنة بين جُزيء الماء H_2O وجُزيء كبريتيد الهيدروجين H_2S. فللجزيئين شكل منحنٍ، والذرّة المركزيّة لكل منهما تتبع المجموعة 16 في الجدول الدّوريّ. وهذه الذّرّة مترابطة 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 تشترك بروابط هيدروجينيّة مقارنة بجزيئات H_2S غير القطبيّة.

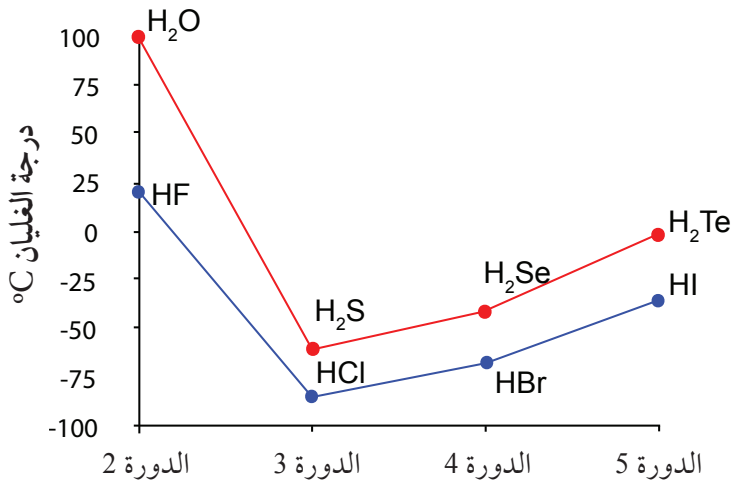


الشّكل 45-2 مقارنة الخصائص الفيزيائيّة لكبريتيد الهيدروجين، والماء.

تأثير الرّابطة الهيدوجينيّة في درجة الغليان

نعلم أن جُزيئات مركّبات هيدريدات عناصر المجموعة 16، باستثناء الماء (H_2O)، جميعها غير قطبيّة. لذلك تربط بين جُزيئات هذه المركّبات H_2S و H_2Se و H_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.

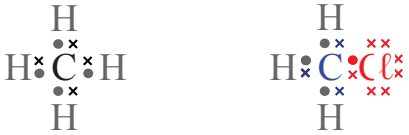
مثال 9

أيّ من المركّبين الآتيين له درجة غليان أعلى: CH_3Cl، أم CH_4؟

الحلّ:

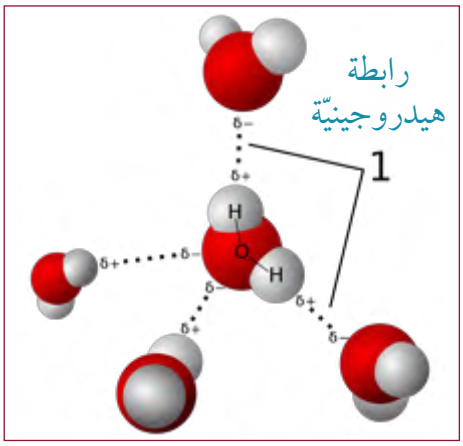
يحتوي جُزيء الميثان CH_4 على روابط غير قطبيّة فقط، لذا، يعدّ جزيئًا غير قطبيّ. في حين يحتوي جزيء كلورو الميثان CH_3Cl على رابطة قطبيّة، وشكل غير متماثل، لذلك يعدّ جزيئًا قطبيًّا، وهكذا ينبغي أن تكون درجة غليانه أعلى. فدرجة غليان CH_3Cl الفعليّة تبلغ -24.2°C مقارنة بدرجة غليان CH_4 التي تبلغ -164°C.

الرّابطة	الفرق في السالبية الكهربائية	نوع الرّابطة
C-Cl	0.61	قطبيّة
O-H	1.24	قطبيّة
C-H	0.35	غير قطبيّة
C-P	0.36	غير قطبيّة



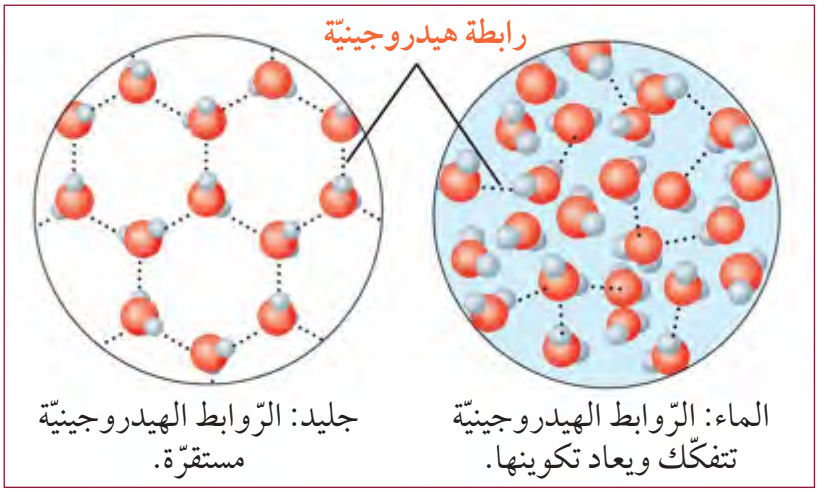
أهميّة الرّابطة الهيدروجينيّة

تسبّب الرّابطة الهيدروجينيّة بين جزيئات الماء 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**.



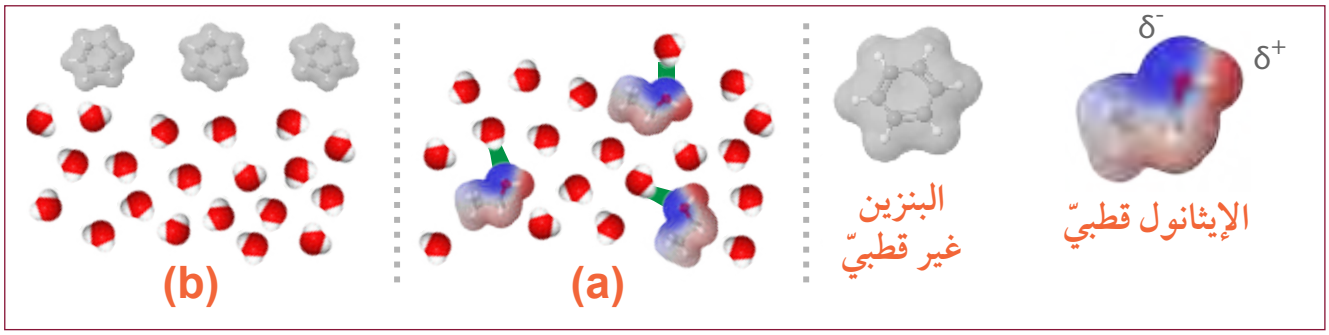
الشّكل 2-47 يرتبط كل جزيء ماء بأربع روابط هيدروجينيّة.

فحقيقة أنّ كثافة الجليد أقلّ من كثافة الماء لهو 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. يُعدُّ الجليد أيضًا قوّة رئيسة في عمليّة التّعرية. إضافة إلى أنّ الماء يتسرّب إلى داخل الشّقوق الموجودة في الصّخور، ما يؤدّي إلى انقسامها في النّهاية عندما يتجمّد الماء ويتمدّد. يبيّن **الشّكل 2-48** التّركيب البلّوري للجليد والماء.



الشّكل 2-48 التّركيب البلّوريّ للجليد والماء.

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 2-49a**، أمّا البنزين فلا يذوب في الماء؛ لأنّه جزيء غير قطبيّ، انظر **الشّكل 2-49b**.



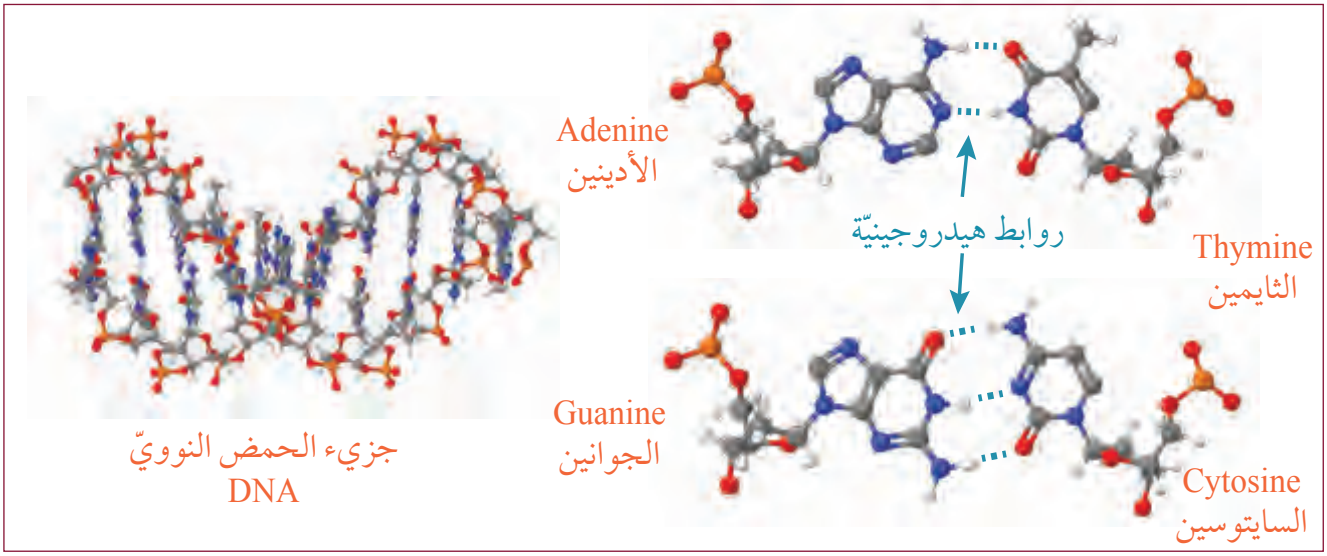
الشّكل 2-49 المذيبات القطبيّة تذيب الموادّ القطبيّة، ولا تذيب الموادّ غير قطبيّة.

تطبيقات الرّابطة الهيدروجينيّة

الشّكل 2-50 ظاهرة التّوتّر السّطحيّ تؤدّي إلى تكوُّن الماء في هيئة قطرات كرويّة الشّكل.

1. **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.
2. أما **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 التي ينتقل فيها مثل السليلوز في جذور الشّجرة.
3. كذلك يعتمد **تركيب الحمض النوويّ** DNA على الرّوابط الهيدروجينيّة التي تربط بين الجزيئات المكوّنة للحمض النوويّ.

في مركز شريط الحمض النّوويّ DNA الحلزونيّ الشّكل، توجد روابط هيدروجينيّة تربط الأدينين ad-enine (A) مع الثّايمين thymine (T)، والجوانين guanine (G) مع السّايتوسين cytosine (C). حيث تتكوّن الرّوابط الهيدروجينيّة بين ذرّات الهيدروجين، والأكسجين، والنّيتروجين. وهذا التّركيب لجُزيء الحمض النّوويّ DNA يتيح له أن ينفصل بوساطة عمليّة «الفكّ» على طول الرّوابط الهيدروجينيّة. وبعد عمليّة تكرار شريطَي الحمض النّوويّ يعودان ليرتبطا معًا من جديد.

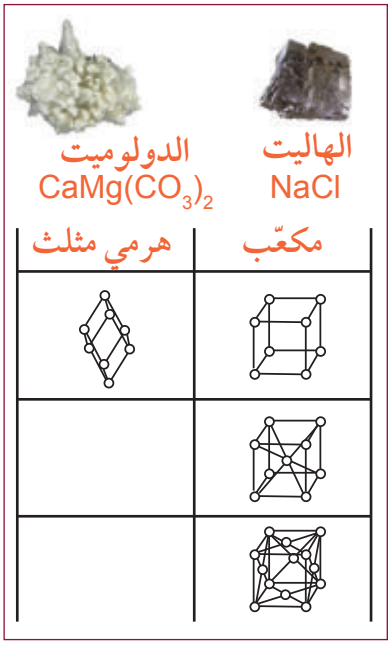


الشّكل 2-51 الرّوابط الهيدروجينيّة الّتي تُمسك بشريطي الحمض النّوويّ DNA معًا.

القوى الجزيئيّة الداخليّة: الموادّ الصّلبة الأيّونيّة

إنّ القوى بين الأيّونات الموجودة في المركّبات الأيّونيّة أقوى بكثير من القوى بين الجزيئات (ثنائيّة القطب، وقوى لندن التّشتّتيّة؛ لهذا السّبب، تميل الموادّ الأيّونيّة إلى امتلاك خصائص فيزيائيّة متشابهة، وهي:

1. هشّة وصلبة في العادة.
2. بلّوريّة في حالتها الصّلبة. انظر **الشّكل 2-52**.
3. درجات انصهارها مرتفعة جدًّا.
4. موصّلة جيّدة للتّيّار الكهربائيّ عند انصهارها، كما أنّ محاليلها المائيّة، أو محاليلها في مذيبات قطبيّة، موصّلة جيّدة للتّيّار الكهربائيّ أيضًا.



الشّكل 2-52 البلورات الشّبكيّة.

تتكوّن أملاح معدنيّة كثيرة من مواد أيّونيّة، ويُعدُّ الكالسيت أي كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ المبيّن **بالشّكل 2-53** مثالًا جيّدًا على ذلك. يوجد الكالسيت في الطّبيعة في أشكال متعدِّدة، وقد استخدمت بلّوراته الصافيّة 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 الشّبكة الثّلاثيّة. كما يكوّن كلوريد الصّوديوم $NaCl$ (ملح الطّعام) بلّورات شبكيّة، ولكن بصورة بلّورات مكعّبة.

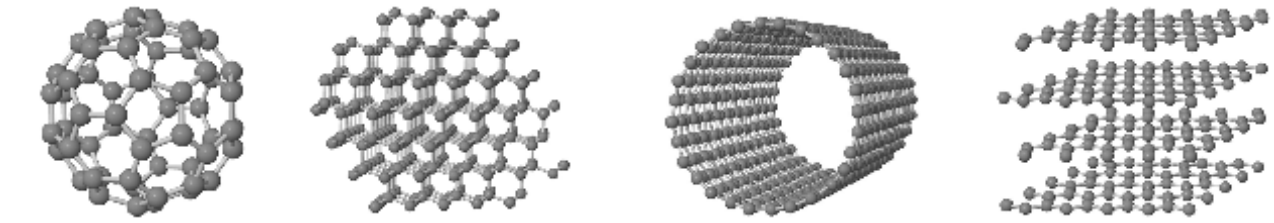
الشّكل 2-53 الكالسيت مركّب أيّونيّ يتكوّن على شكل صلب بلّوريّ.

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 التّيّار الكهربائيّ. ممّا يجعل المحاليل الأيّونيّة موصلة جيّدة للتّيّار الكهربائيّ، وكذلك تفعل النّبضات العصبيّة في جسمك! إذ تنقل إشارات الأعصاب (السّيالات العصبيّة) عبر أيّونات موصلة للتّيّار الكهربائيّ، بما في ذلك أيّونات الكالسيوم Ca^{2+}، وأيّونات البوتاسيوم K^+، وأيّونات الصّوديوم Na^+.

القوى الجزيئيّة الداخليّة: الجُزيئات الضّخمة – العملاقة

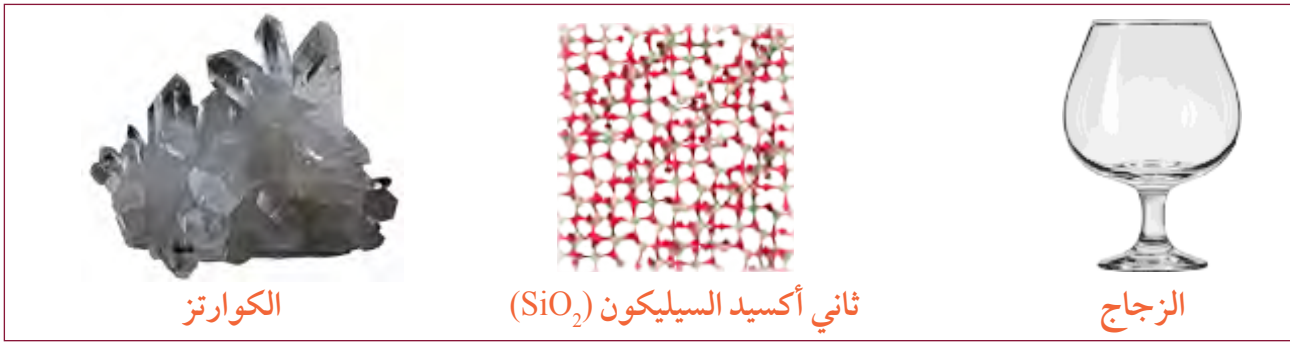
هناك جزيئات كثيرة أصغر من أن تُرى، حتّى مع أفضل أنواع المجاهر(الميكروسكوبات) micro-scopes. فبلّورة الألماس على سبيل المثال، تُعرّف بأنّها جُزيء واحد، حيث ترتبط ذرّات الكربون في الألماس معًا في هيئة تركيب تساهميّ شبكيّ network covalent. في هذا التّركيب ترتبط كلّ ذرّة بالذّرّات المجاورة لها في هيئة شبكة 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، هشّة، وغير موصلة للحرارة والكهرباء، 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 C60 المسمّى «كرة بوكي»، وهو أحد الأمثلة على الفوليرين. يُستخدم شكل آخر للكربون، ألا وهو الجرافيت، بصفته مادّة تشحيم جافّة، لأنّ الذّرّات في داخله منظّمة في هيئة صفائح ينزلق بعضها فوق بعض بسبب ضعف القوى بين طبقات الجرافيت نفسها. كما أن توصيل الجرافيت للحرارة أعلى 100 مرّة من اللافلزات بشكل عامّ، وأعلى من الفولاذ، والحديد، والرّصاص، والفلزات الأخرى. والجرافيت موصل جيّد للكهرباء؛ لأنّ كلّ ذرّة كربون فيه تكوّن ثلاث روابط تساهميّة فقط مع ذرّات الكربون الأخرى، ممّا يجعل كلّ ذرّة كربون تحتفظ بإلكترون واحد حر ينقل الكهرباء. أمّا أنابيب الكربون النّانويّة، فتعدّ أقوى الألياف المعروفة؛ فهي أقوى بمرّات عدّة من الفولاذ.



الشّكل 2-54 متآصلات الكربون.

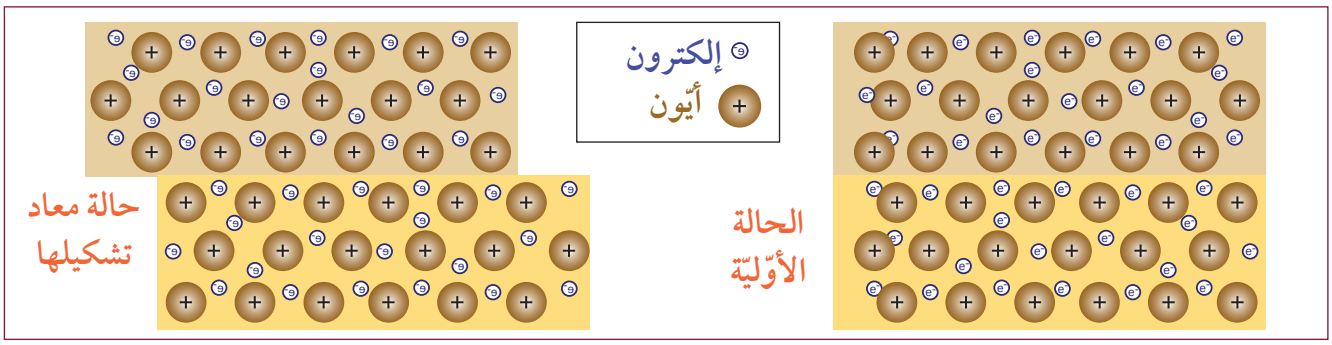
يشكّل الكربون والسّيليكون أكثر الموادّ التّساهميّة الشّبكيّة انتشارًا، كما أن الكوارتز والزجاج هما أيضًا من المركّبات التساهميّة الشبكيّة، فكلاهما يتكوّنان من ثاني أكسيد السّيليكون SiO_2، ويشتركان في خصائص متشابهة من الصّلابة والهشاشة والشفافيّة.



الشّكل 2-55 الكوارتز والزجاج المواد الصلبة الشبكيّة التساهميّة.

القوى الجزيئيّة الداخليّة: الفلزّات

للفلزّات خصائص غير اعتيادية، كونها صلبة، ولكنّها قابلة للطرق والسحب Ductile، حيث تكون قابلة للتشكيل والانحناء من غير أن تنكسر أو تتشوّه. أمّا الهشاشة Brittle فهي خاصّيّة معاكسة لقابلية الطرق والسحب. فالزجاج مثلًا مادّة هشّة، ولكنّها تنكسر بشكل سريع عند ثنيها بقوة، في حين أن الألومنيوم مادّة غير هشّة قابلة للطرق والسحب، ويمكن ثنيها بقوة من غير أن تنكسر. 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. وتذكر أن الرّوابط الفلزية تتكوّن نتيجة وجود بحر من الإلكترونات المتحركة غير المرتبطة بأي ذرّة فلزيّة يمكنها أن تتجاذب مع الأيّونات الموجبة لذرّات هذا الفلزّ.



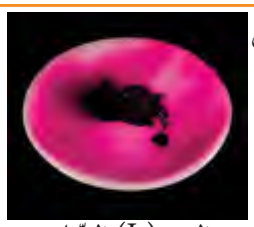
الشّكل 2-56 تتيح الرّوابط الفلزية إعادة تشكيل الفلزات من دون أن تكسر الرّوابط الكيميائيّة الّتي بين الذّرّات.

تُعزى قوّة الفلزات إلى حقيقة أن الأيّونات عند تكوّنها تُحدِث فراغًا، يُملأ على الفور بالإلكترونات السّالبة؛ ممّا يؤدّي إلى انجذاب الأيّونات إلى مكانها السابق. فعندما يُثنى الفلزّ، تنزلق الذّرّات المتجاورة مع الحفاظ على المسافة نفسها بين الأيّونات. وتتيح الإلكترونات المتحرِّكة 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**.

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.

خصائص الموادّ السّائلة والصلبة والغازيّة

تمتلك الموادّ السّائلة والصلبة والغازيّة خصائص فيزيائيّة تعكس شدّة القوى بين الجُزيئات ونوعها.

	نوع الرّابطة	أمثلة	الحالة عند درجة حرارة الغرفة	خصائصها النموذجيّة
روابط جزيئيّة داخليّة	التّساهميّة البسيطة	 اليود (I_2) الصّلب غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 البروم Br_2 السّائل	صلبة أو سائلة أو غازية	درجات انصهار منخفضة نسبيًّا لا توصل الكهرباء
	تساهميّة شبكيّة	زجاج ألماس أنابيب الكربون النانونية	صلبة	قويّة جدًّا، صلبة، درجة انصهارها مرتفعة لا توصل الكهرباء ما عدا الجرافيت
	فلزيّة	نحاس ذهب فولاذ	صلبة	قويّة، قابلة للطّرق والسحب، موصلة جيِّدة للكهرباء، درجة انصهارها مرتفعة
	أيّونيّة	أملاح معدنيّة ملح الطّعام	صلبة	صلبة وهشّة وبلّوريّة، عازلة للكهرباء، درجة انصهارها مرتفعة، محاليلها ومصاهيرها توصل التّيار الكهربائيّ
روابط جزيئيّة بينيّة	ثنائيّة القطب- ثنائيّة القطب والرّابطة الهيدروجينيّة	ماء سكّر	صلبة أو سائلة أو غازيّة	درجات انصهارها متوسّطة. السّائلة منها مذيبات قطبيّة، عازلة للكهرباء
	قوى لندن التّشتّتيّة	زيت زبدة شمع	صلبة أو سائلة أو غازيّة	درجات انصهارها منخفضة السّائلة تكون مذيبات غير قطبيّة عازلة للكهرباء

تقويم الدرس 2-3

1. يمتلك الماء كتلة مولية مقدارها 18 g/mol، ويمتلك الميثان كتلة مولية مقدارها 16 g/mol. درجة انصهار الماء تساوي 0°C، ودرجة انصهار الميثان تساوي 182.5°C–. لِمَ تختلف درجتا انصهارهما بشكل كبير، بالرغم من أن كتلتيهما الموليتين متقاربتان؟
2. حدد أي من المركّبات أدناه يمكنها تكوين رابطة هيدروجينيّة، ثم فسر لماذا لا تكوّن 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

3. رتب المركّبات الآتي وفقًا للقوى بين الجزيئات من الأضعف إلى الأقوى.

I_2، H_2S، H_2O، NaCℓ

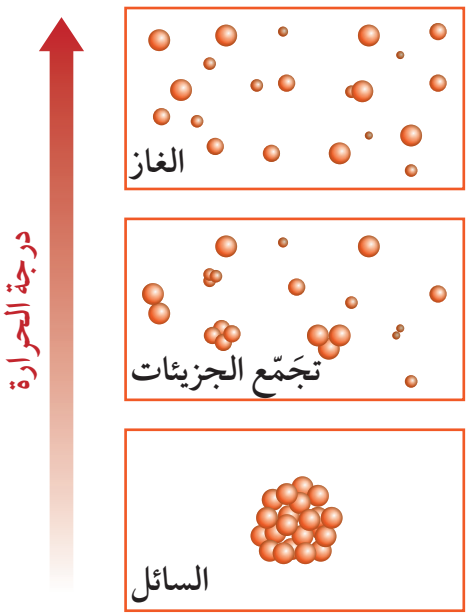
4. أعط ثلاثة أمثلة على موادّ تكون فيها القوى بين الجزيئات متشابهة، مثلما تتشابه فيها الرّوابط الكيميائيّة بين ذرّاتها.
5. أعط تفسيرًا كيميائيًا لاعتبار الألماس أكثر الموادّ المعروفة قساوة.
6. أي من الآتي يُرجَّح أن تكون له أعلى درجة غليان؟

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.

7. ما الفرق بين الشبكة البلوريّة الأيّونيّة، والتّركيب التّساهميّ الشبكي؟
8. الموادّ الأيّونيّة تميل إلى امتلاك خصائص فيزيائيّة متشابهة. ابحث عن مثالين لمُرَكّبين أيّونيين، ثم صف خصائصهما الفيزيائيّة الشّائعة.
9. ما الفرق بين القوى ثنائيّة القطب الدّائمة، والقوى ثنائيّة القطب اللّحظيّة مثل تلك الّتي تؤدّي إلى تكوين قوى لندن التّشتّتيّة؟
10. تكوّن قطرات الماء على شكل دائريّ على سطح ورقة الشّجر، فسّر ذلك.
11. أيّهما أعلى درجة غليان: فلوريد الهيدروجين أم كلوريد الهيدروجين؟

العلم والعلماء: يوهانس ديدريك فان در فال

تتحرّك جسيمات الغاز بسرعة عالية جدًّا، وتصطدم ببعضها البعض وبجدران الإناء. ومع انخفاض درجة الحرارة، تصبح الجسيمات ابطأ وتبدأ بالتجمع معًا (**الشكل 2-58**). وفي النهاية تُشَكّل الجُزيئات سائلاً. وقد لفتت القوّة المجهولة التي تتسبّب بتجمّع الجُزيئات انتباه الفيزيائي الهولندي يوهانس ديدريك فان در فال (1837–1923). ففي أطروحته لدرجة الدكتوراه (Ph.D) توصّل فان در فال إلى شرح نظرية جديدة حول حجم الجزيئات وتفاعلها. وكانت هذه النظرية مثيرة للجدل، لأن فكرة وجود جُزيئات المادة لم تكن مقبولة في ذلك الوقت.



الشّكل 2-58 التحوّل من غاز إلى سائل.

كان يوهانس فان در فال الإبن الأكبر بين عشرة أبناء، وكان والده يعمل كنجار في ليدن. ولم يكن باستطاعة أطفال الطبقة العاملة في ذلك الوقت الوصول إلى المرحلة الثانوية. وفي سن الخامسة عشرة، أصبح يوهانس معلمًا متدرّبًا في المدرسة الابتدائية. وتولّى تدريس العديد من الصفوف، إلى أن أصبح مديرا للمدرسة في العام 1861. ولأنه لم يتعلم اليونانية واللاتينية، لم يستطع يوهانس دخول الجامعة، بل درس الفيزياء والرياضيات من تلقاء نفسه لمدة عشر سنوات. بعدها تغيّر القانون وسمح لفان در فال الخضوع للامتحانات الجامعية فحصل على الدكتوراه في سن السادسة والثلاثين بأطروحة رائعة حاز من خلالها جائزة نوبل عام 1910.

الشّكل 2-59 يوهانس ديدريك فان در فال.

وبالرغم من التأخّر الناتج من عدم السماح له بمتابعة دراسته الجامعية، فإن فان در فال قام بمساهمات رائعة في كل من الكيمياء والفيزياء. تصف معادلة فان در فال تغير الحالة بين الغاز والسائل. ويُشار إلى الحجم الفعال للذرّات في الجزيء بـ «نصف قطر فان در فال»، كما أن التأثير الجَماعي للقوى الجزيئية التي تربط الذرات والجزيئات معا في الأجسام الصلبة والسائلة، تُسمّى «قوى فان در فال».

الوحدة 2

مراجعة الوحدة

الدّرس 2-1: السّالبيّة الكهربائيّة

- تصف **السّالبيّة الكهربائيّة Electronegativity** مدى قوّة جذب الذّرّات للإلكترونات في الرّابطة الكيميائيّة.
- تتكوّن **الرّابطة التّساهميّة القطبيّة Polar covalent bond** من خلال مشاركة غير متكافئة للإلكترونات، بحيث تكون قيم الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة ما بين (0.4) و(1.7)
- تكون قيم الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة في الرّوابط التّساهميّة غير القطبيّة أقلّ من (0.4).
- تكون قيم الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة في الرّابطة الأيّونيّة أكبر من (1.7).
- ينشأ **ثنائيّ القطب Dipole** كلّما وجدت شحنات مضادّة لكن متساوية في الشّدة تفصل بينها مسافات قصيرة.
- قد تنشئ رابطة أو أكثر من الرّوابط القطبيّة **جزيئًا قطبيًّا Polar molecule**.

الدّرس 2-2: الأشكال الهندسيّة للجزيئات

- **طول الرّابطة Bond length** هو المسافة بين مراكز الذّرّات المرتبطة.
- **زاوية الرّابطة Bond angle** هي الزّاوية المكوّنة من متوسّط المواقع لثلاث ذرّات متصلة بوساطة رابطتين.
- يصف **الفلك الجُزيئيّ Molecular orbit** موقع الإلكترونات في الرّابطة الكيميائيّة.
- **التّهجين Hybridization** خلط بين أفلاك ذريّة متقاربة في الذرّة نفسها لينتج أفلاك مهجّنة لها العدد نفسه وأكثر قدرة على التدّاخل.
- تكون الرّوابط التّساهميّة قويّة في **رابطة سيجما Segma bond**، ولكنّها تكون أضعف في **رابطة باي pi bond**.
- تنصّ نظريّة **VSEPR** على أن التّنافر الحاصل بين إلكترونات التّكافؤ المحيطة بالذّرّة يجعلها تتباعد إلى أقصى حد.
- تركيب **الرّنين Resonance** تركيب الرّنين هو بنية جزيئيّة لها أشكال متعدِّدة، بالطّاقة نفسها إذ تعتبر طريقة لوصف الإلكترونات غير المتمركزة في بعض الجزيئات.

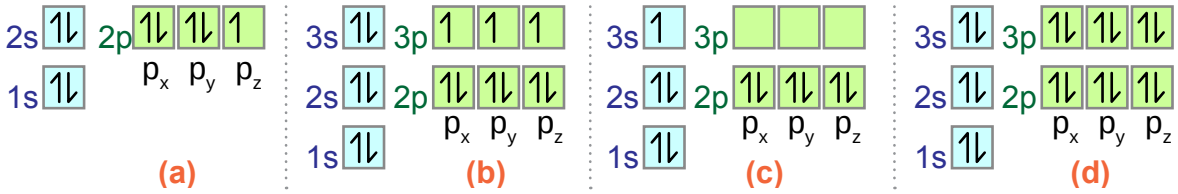
الدّرس 2-3: القوى الجزيئيّة البينيّة

- تعمل القوى الجزيئيّة البينيّة **Intermolecular forces** بين جزيئات المادّة لتحديد الحالات الصّلبة، أوالسّائلة، أو الغازيّة وسواها من الخصائص الفيزيائيّة.
- تشمل قوى فان در فال **Van Der Waals** قوى لندن التّشتّتيّة **London dispersion** والّتي هي قوى جذب ضعيفة ناتجة من ثنائيّات الأقطاب المستحثّة والمؤقّتة.
- قوى ثنائيّ القطب-ثنائيّ القطب **Dipole-dipole forces** تنشئ بين الجزيئات القطبيّة فتنجذب هذه الجزيئات بعضها إلى بعض.
- الرّابطة الهيدوجينيّة **Hydrogen bond** هي قوّة جذب ثنائيّة القطب قويّة بين الهيدروجين من جزيء، وذرّات عالية السّالبيّة الكهربائيّة، مثل الفلور والأكسجين والنّيتروجين، من جزيء آخر.
- تفسّر الرّوابط الهيدروجينيّة الكثير من الخصائص المهمّة للماء.
- الألماس والجرافيت هما شكلان تآصليان **Allotropy** متباينان للكربون ترتبط ذرّات الكربون في كل منهما بروابط تساهميّة شبكيّة.
- تصف المرونة **Ductile** قدرة الفلزّات على الانحناء من دون كسر.
- تكون المادّة هشّة **Brittle** إذا تحطّمت قبل الانحناء كثيرًا.

الدّرس 2-1: السّالبيّة الكهربائيّة

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.

2. أيّ من المخطّطات أدناه تمثّل العنصر ذا السّالبيّة الكهربائيّة الأعلى؟



3. إذا علمت أن الفرق في السّالبيّة الكهربائيّة بين ذرّتين = 0.9، فما نوع الرّابطة الكيميائيّة المتكوّنة بينها؟
   a. أيّونيّة
   b. تساهميّة غير قطبيّة
   c. تساهميّة قطبيّة
   d. فلزّيّة

4. ما سبب وجود ذرّات الهيدروجين الأربع عند الزّوايا الأربع في الميثان الرّباعيّ 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 السّطح والحجم.
   d. هذا التّركيب يرتّب أزواج الإلكترونات متباعدة قدر الإمكان، مع الحفاظ على المسافة بينها وبين النّواة نفسها.

5. أيّ من المجسّمات الآتية قد يمثّل شكل جزيء الفورمالديهايد، CH_2O؟

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

6. تحتوي الرّابطة التّساهميّة الثّلاثيّة على:

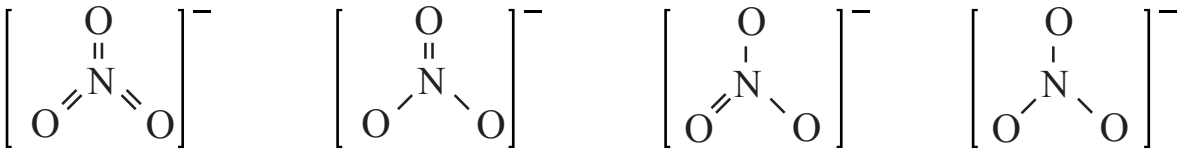
a. ثلاثة إلكترونات في روابط سيجما.

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 رابطة 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.

8. أي الحقائق الآتية تفسّر وجود قوى لندن بصورة أفضل؟

a. إسالة غاز الهيليوم عند درجة 269°C–.

b. ارتفاع درجة انصهار الموادّ الأيّونيّة الصّلبة.

c. قوّة أنبوب الكربون النّانويّة عالية جدًّا.

d. الماء يكون في الحالة الصّلبة أقل كثافة من الحالة السائلة له.

الدّرس 2-1: السّالبيّة الكهربائيّة

9. أيّ مجموعة من الجدول الدّوريّ تحتوي على العناصر الّتي تمتلك السّالبيّة الكهربائيّة الأعلى؟

10. ما نوع الرّابطة المتكوّنة بين المغنيسيوم والفوسفور؟ فسِّر إجابتك.

11. اذكر اختلافين بين الرّوابط الأيّونيّة والتّساهميّة.

12. هل يذوب الماء في البنزين؟ علّل إجابتك.

13. أعط مثالًا على جُزيء غير قطبيّ يحتوي، على الأقلّ، على رابطة قطبيّة واحدة، ثمّ اشرح سبب اختيارك لهذا الجُزيء.

14. اشرح معنى المصطلح «ثنائيّ القطب»، وأعطِ مثالًا عليه.

15. أيّ العبارتين صحيحة؟

a. الرّوابط الكيميائيّة إمّا أيّونيّة وإمّا تساهميّة وإمّا فلزيّة.

b. يمكن خلط الرّوابط الكيميائيّة ويكون لها خصائص ومزايا أيّونيّة وتساهميّة وفلزيّة.

16. يبيّن الجدول الآتي درجات الغليان والانصهار لموادّ عدّة وبعض خواصها الفيزيائيّ. بناءً على هذه البيانات، ما المواد الّتي على الأرجح ستكوّن:

المادّة	درجة الغليان(°C)	درجة الانصهار (°C)	الخواصّ 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 للطرق والسّحب

a. روابط تساهميّة غير قطبيّة؟

b. روابط تساهميّة قطبيّة؟

c. روابط فلزيّة؟

d. موادّ أيّونيّة؟

17. رتّب القوى الآتية من الأضعف إلى الأقوى.

a. الرّوابط الأيّونيّة.

b. الرّوابط الهيدروجينيّة.

c. قوى لندن التّشتّتيّة.

d. الرّوابط الفلزيّة.

e. الرّوابط التّساهميّة الشّبكيّة

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 التّكنولوجيا البشريّة أو في النّشاط البشريّ.

الدّرس 2-2: الأشكال الهندسيّة للجُزيئات

19. صواب أم خطأ: للموادّ الأيّونيّة درجات انصهار أقلّ من الموادّ التّساهميّة.

20. ما المقصود بمصطلح «مساحة ذات كثافة إلكترونيّة»؟

21. اشرح مبدأ VSEPR.

22. أذكر اختلافين بين أشكال الأفلاك في الجزيء عن الذّرّات غير المرتبطة.

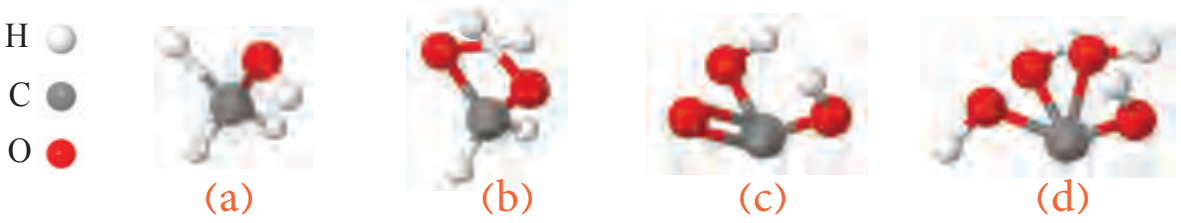
23. كم رابطة سيجما وكم رابطة باي في الرّابطة الثّلاثيّة بين ذرّتيّ النّيتروجين في جزيء N_2؟

24. لكل من الأشكال المبيّنة أدناه، احتمال تركيب جُزيئي صحيح. هناك تركيبات جزيئيّة صحيحة وأخرى غير صحيحة.

a. حدِّد الأشكال الصحيحة.

b. اشرح لماذا الأشكال الأخرى غير صحيحة.

c. اقترح وارسم الشّكل الأكثر احتمالا.



25. يحتوي جُزيء الأمونيا (NH_3) على ثلاث روابط تساهميّة. لماذا يمتلك الجزيء شكلًا هرميًّا ثلاثيًّا بدلًا من شكل سطحيّ؟

26. أعطِ مثالًا على جزيء له بنية رنين، واشرح معنى هذا المصطلح.

الدّرس 2-3: القوى الجزيئيّة البينيّة

27. أعط مثالًا على مادّة صلبة ترتبط جزيئاتها معًا بروابط قوى لندن التّشتّتيّة.

28. أعط مثالًا على مادّة صلبة ترتبط جزيئاتها معًا برابطة هيدروجينيّة.

29. لماذا تكون درجة غليان الماء أعلى من درجة غليان كبريتيد الهيدروجين H_2S؟

30. أعط مثالين على موادّ تكون القوى الجزيئيّة البينيّة هي في الواقع روابط كيميائيّة، وبيّن نوع تلك الرّوابط.

31. سمِّ أربعة متآصلات للكربون النّقيّ.

32. اشرح الفرق بين مصطلحَيْ «مرن وقابل للسّحب» و«هشّ».

33. اشرح لماذا تكون الفلزّات مرنة وقابلة للسّحب، في حين تميل الموادّ الصّلبة الأيّونيّة إلى الهشاشة.

34. ما المقصود بعبارة «المثل يذيب المثل»؟ وكيف يرتبط ذلك بالهندسة الجزيئيّة؟

35. لا يشكّل الهيليوم أيّ روابط، والشّحنات غير منفصلة، ولكن، وإلى يومنا هذا، يتجمّد الهيليوم في النّهاية إلى مادّة صلبةٍ عند درجات حرارة منخفضة للغاية.

a. ابحث حول 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 ا؟

d. اكتب جملة واحدة تبيّن فيها سبب امتلاك الماء درجة انصهار أعلى من تلك التي للهيليوم.

36. اشرح باستخدام الرسم مدى أهمّيّة الرّابطة الهيدروجينيّة بتركيب جزيء الحمض النّوويّ واستنساخه.

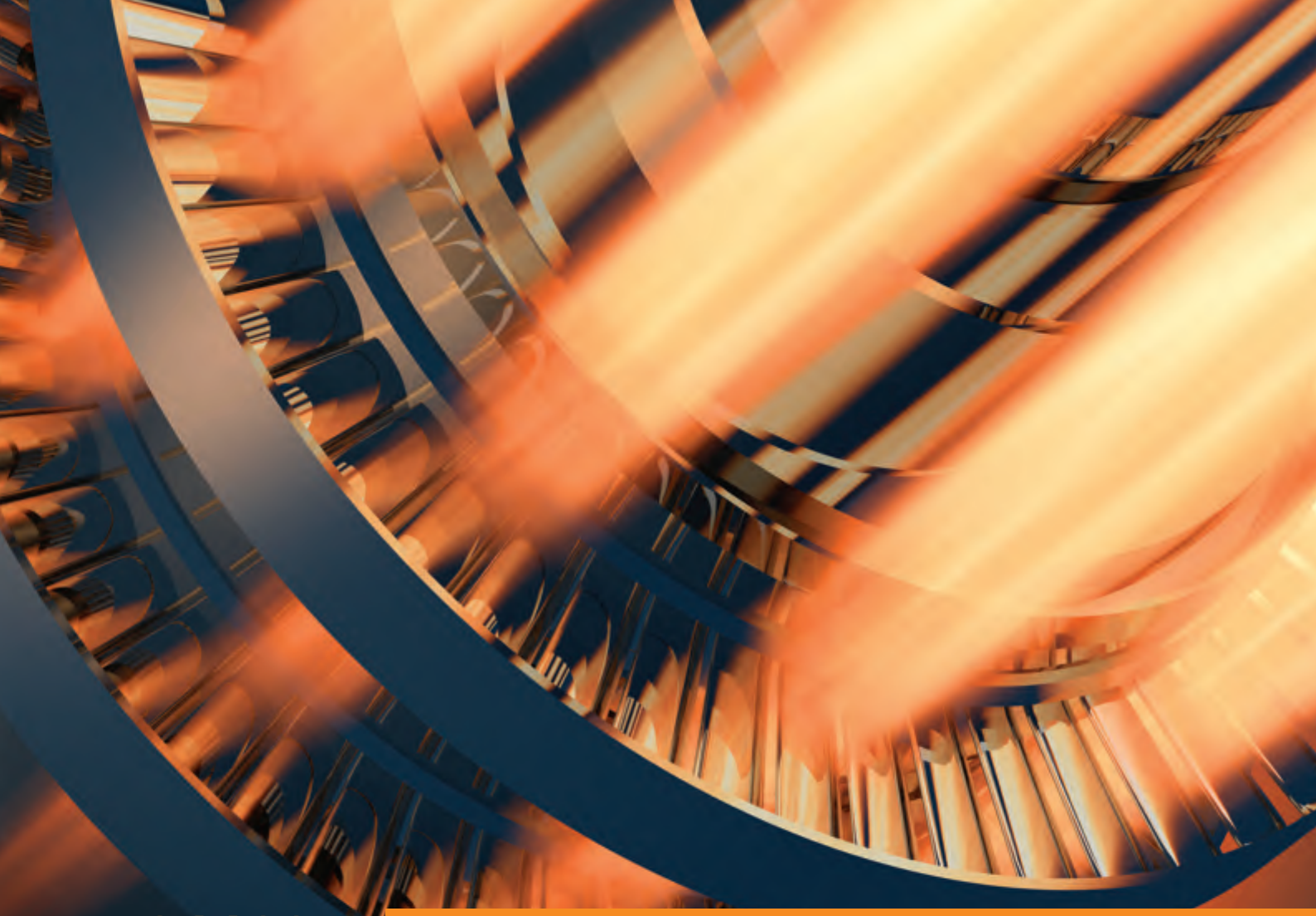
37. اشرح المعنى الكيميائيّ لمصطلح «بلّوريّ» في المركّبات الأيّونيّة والمركّبات التّساهميّة الشبكيّة.

38. ابحث في بنية مركّب كربونات الكالسيوم ($CaCO_3$).

a. هل هذا المركّب أيّونيّ، أم فلزيّ، أم تساهميّ؟

b. ارسم تركيب يبيّن ترتيب الذّرّات في مركّب كربونات الكالسيوم.

c. ابحث عن الخواص الفيزيائيّة لهذا المركّب، مبيّنًا أماكن وجوده في الطّبيعة.



C1103

الوحدة 3

الحسابات الكيميائية
Stoichiometry

في هذه الوحدة

الدّرس 3-1: مفهوم المول

الدّرس 3-2: الحسابات الكيميائيّة

الدّرس 3-3: الصيغة الأوَّلية والصيغة الجُزيئية

الدّرس 3-4: معايرة الحمض والقاعدة

3 الوحدة

مقدمة الوحدة

تصف الصيغة الكيميائية والمعادلات الكيميائية، مُكوِّنات المواد بشكل نوعي، وكيف تتفاعل تلك المواد تفاعلًا كيميائيًّا. يمكن باستخدام مفهوم المول والصيغة الكيميائية والمعادلات، الحصول على معلومات كميّة، سواء بطريقة مباشرة، أو من خلال البيانات العملية.

يبيِّن الدرس الأول مفهوم المول. والعلاقة التي تربط بين نسب الذرّات والكميّات القابلة للقياس بالجرام في المادة والمول. وتربط المعادلة الكيميائية الموزونة كميّة المواد المتفاعلة والناتجة، بوحدة المول.

ترد في الدرس الثاني عملية كتابة معادلة كيميائية موزونة، وكيفية تحليل الحسابات الكيميائية؛ وهي عملية مفيدة للغاية، تتضمّن كتل المتفاعلات والنواتج وحجوم الغازات.

أما الدرس الثالث، فيقدّم مفهوم الصيغة الأولية. إذ تُعدّ معرفة الصيغة الكيميائية لمُركَّب مجهول من الأمور المهمة في علم الكيمياء. يوجِّهك الدرس، بعد ذلك، نحو كيفية حساب الصيغتين الأوَّلية والجُزيئية لمُركَّب ما، باستخدام البيانات العملية للتركيب الكُتَلي لذلك المُركَّب.

يأتي الدرس الرابع، فيضيف مفهوم تعادل الحمض والقاعدة من خلال عملية معالجة عملية، تعرف بمعايرة الحمض والقاعدة. وهذا أمر يساعدنا على حساب تركيز محلول مجهول التركيز.

الأنشطة والتّجارب

3-1 الكتلة المولية.
3-3 تحديد الصيغة الأوَّلية.
3-4 معايرة الخل.

الدّرس 1-3
مفهوم المول The mole

التصميم الهندسي المعماري الفريد من نوعه لمُتحف قطر الوطني المُبيَّن في **الشكل 3-1** قابل للتنفيذ. يُعزى ذلك إلى الخصائص الفريدة للخرسانة المسلَّحة المستخدمة في بنائه. فالخرسانة الرطبة يمكن تشكيلها بسهولة، ولكن في غضون أيام معدودات تتصلّب وتصبح شديدة الصلابة، كالحجارة.

الشكل 3-1 متحف قطر الوطني.

ويمكن كتابة المكوِّنات الجافة للخرسانة المُسلَّحة على النحو الآتي:

- حجر واحد متوسِّط الحجم مكوَّن من الحصى.
- 10,648 حُبيبَة رمل.
- 1,521,000 جُسَيم من الأسمنت.

الشكل 3-2 الرمل والحصى.

من البديهي ألّا يتمكَّن أي شخص من خلط الخرسانة المُسلَّحة بوساطة عدّ الحجارة وحُبيبات الرمل (**الشكل 3-2**). ولتشكيل ($7m^3$) من الخرسانة المُسلَّحة مثلًا، يمكنك إضافة ($3m^3$) من الرمل، و($3\ m^3$) من الحصى، و($1\ m^3$) من الأسمنت. النسب هي نفسها 3:3:1 وبطريقة مشابهة لما ورد، فإننا لا نعدّ الذرّات في الكيمياء العملية؛ بل إننا، عوضًا عن ذلك نستخدم الوحدة القياسية التي تُسمّى المول الواحد من المادة. حيث يُعتبر المول الواحد عددًا قياسيًا للجُسيمات أو الدقائق، مثله مثل المتر المُكعَّب الواحد (m^3) الذي يعد كمية قياسية للتعبير عن الحجم.

مخرجات التّعلُّم

C1103.2 يعرّف المول بدلالة ثابت أفوجادرو، ويكتب معادلات كيميائية موزونة تشمل رموز الحالة الفيزيائية، ويحلّ مسائل الحسابات الكيميائية التي تتضمّن كتل المواد المتفاعلة وحجوم الغازات.

المفردات

Mole	المول
Avogadro's constant	ثابت أفوجادرو
Molar mass	الكتلة المولية
Molar volume of a gas	الحجم المولي للغاز
Ideal gas	الغاز المثالي
Molarity	المولارية

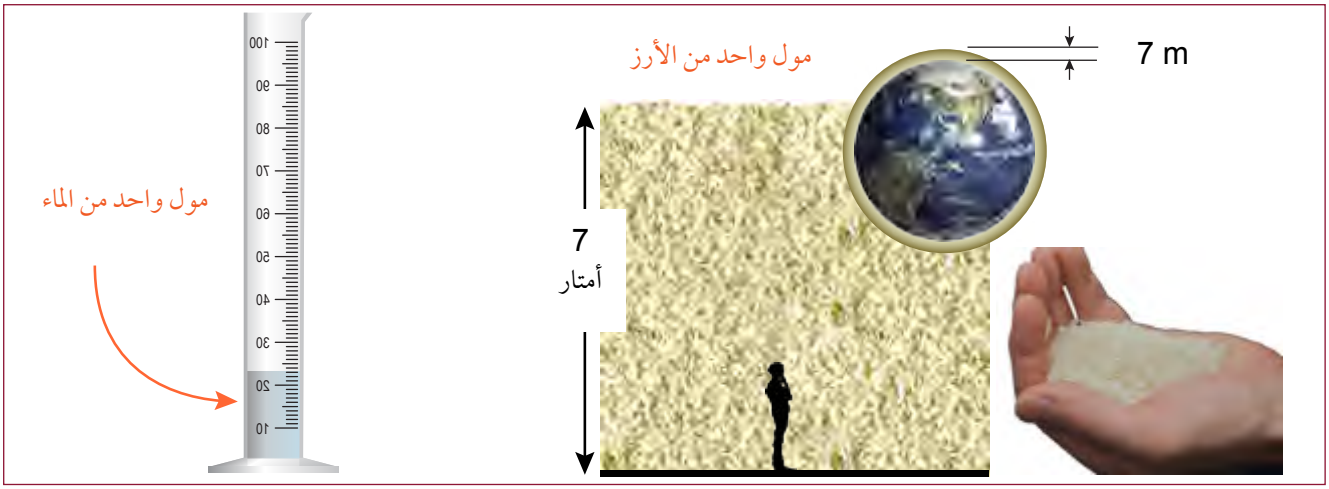
المول الواحد يمثِّل عددًا ضخمًا

سؤال للمناقشة

ما العدد الموجود في مول واحد من المادّة؟

المول الواحد، الذي يعبّر عنه باختصار في صيغة mol، عدد ضخم جدًّا، فعند كتابته بالأرقام، يكون على النحو الآتي: 602,000,000,000,000,000,000,000.

افترض أن لديك مولًا واحدًا من الأرز. سوف تكون كتلته تساوي 1.20×10^{19} kg. وبهذا ستكون حصة كل شخص من سكان الكرة الأرضية وعددهم 7 مليارات نسمة تقريبًا تساوي 1.7×10^{19} kg. يمكن أن يغطّي مول واحد من الأرز سطح الكرة الأرضية كُليًّا بطبقة ارتفاعها سبعة أمتار. لكن إذا جرى تشكيل مكعّب من مول أرز واحد، فستكون مساحة كل جانب من جوانبه تساوي ضعف مساحة دولة قطر الكلّية. لا يكون استخدام المول لقياس الأشياء الكبيرة مثل حبّات الأرز، أمرًا عمليًا!



الشكل 3-3 مول واحد من الأرز، ومول واحد من الماء.

يُستخدم المول في قياس أشياء بحجم الجُزيء أو أصغر منه. فكِّر مليًا في مدى صغر جُزيء الماء مقارنة بحبّة أرز. فعند إجراء مقارنة بالجُزيء، تكون حبّة الأرز كبيرة جدًّا. فالمول الواحد من الماء سيساوي (18 mL) تقريبًا، وهي كمية لا تُعبّئ الفم! ولن يغطّي المول الواحد من الماء طاولتك، في حين سيغطي مول واحد من الأرز الكرة الأرضية كلّيًّا كما ذكر سابقًا. ففي كلتا الحالتين، سيكون لهما العدد نفسه من الجُسيمات، البالغة 6.02×10^{23}.

مثال 1

كم عدد مولات سكّان الأرض البالغ عددهم 7.5 مليارات نسمة؟

الحل

$$\frac{7.5\times10^{9}}{6.02\times10^{23}} = 1.2\times10^{-14} \quad = \quad 0.000000000000012$$

سيكون هناك 1.2×10^{-14} moles من سكّان الأرض البالغ عددهم 7.5 مليارات نسمة.

مفهوم المول وعدد أفوجادرو

يحتاج الكيميائيّون دائمًا إلى قياس كمية المادة بدقّة. فشركات الأدوية تحتاج إلى التأكُّد من عدد جُسيمات المادة الفعّالة في قرص واحد من الدواء. أما المختبرات الكيميائيّة، فتعمل على خلط المتفاعلات بنسب صحيحة لإعداد المنتج المطلوب. لذلك اعتمد العلماء الكيميائيون وحدة لقياس كمّية المادة سمّيت المول. وبحسب النظام العالمي للوحدات (SI)، فإن **المول Mole** (واختصاره mol) هو كمّية المادة التي تحتوي على عدد من الجُسيمات يساوي عدد الذّرات في 12 g من الكربون -12، وهو وحدة عددية.

المول الواحد يحتوي على 6.02×10^{23} جسيم وهذا العدد يسمى ثابت أفوجادرو

تمَّ تحديد عدد الجُسيمات في مول واحد بإجراء اختبارات عملية مختلفة. وحُدِّدت أحدث قيمة لهذا العدد بـ 6.0221415×10^{23}. وقد سُمّي **بثابت أفوجادرو Avogadro's constant** واختصاره (N_A)، وهو عدد الجُسَيمات في مول واحد من المادة النّقية. وقد قُرِّب هذا العدد إلى 6.02×10^{23}. العلاقة بين الكمّية بالمول وعدد جُسيمات المادة في عيّنة محدّدة تحدِّد باستخدام ثابت أفوجادرو كمُعامِل تحويل:

$$\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ جُسيم}}{1 \text{ mol}} \quad \text{أو} \quad \frac{1 \text{ mol}}{6.02 \times 10^{23} \text{ جُسيم}}$$

وبالتالي، فإن العلاقة بين الكمية بالمول للمادة وعدد جُسيمات المادّة في عيِّنة محددة، تُحدَّد كالآتي:

$$\text{عدد المولات} = \frac{1 \text{ mol}}{6.02 \times 10^{23} \text{ جُسيم}} \times \text{عدد الجُسيمات}$$

أو

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{عدد الجُسيمات}}{\text{عدد أفوجادو}}$$

$$\text{عدد الجُسيمات} = \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ جُسيم}}{1 \text{ mol}} \times \text{عدد المولات}$$

أو

$$\text{عدد الجُسيمات} = \text{عدد أفوجادو} \times \text{عدد المولات}$$

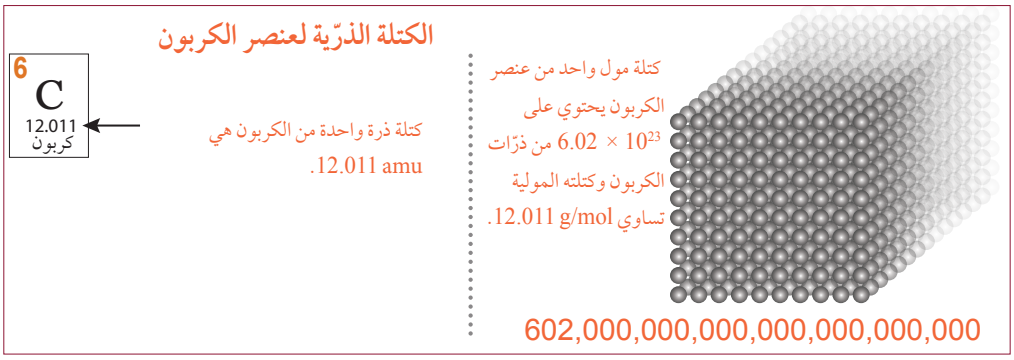
مسائل في الحسابات الكيميائية

يوضح **الشكل 3-4** تفسيرين للكتلة الذرّية المُدرجة في الجدول الدوري:

1. كتلة ذرّة واحدة في وحدة الكتلة الذرّية (amu)، وتعرف أيضًا بالدالتون.

2. كتلة مول واحد من ذرّات العناصر بالجرام.

في الكيمياء العملية، يستخدم التفسير الثاني. إذ تعتبر الكتلة المولية بالجرام معامل تحويل بين عدد الذرّات أو الجُزيئات والكمّيات بالجرام التي يمكن قياسها عمليًا، وبسهولة في المختبرات.



الشكل 3-4

الكتلة الذرية والكتلة الموليّة، كما هي مُدرجة في الجدول الدّوري.

مثال 2

ما عدد مولات الصّوديوم (Na) الموجودة في 1.2044×10^{23} ذرّة؟

الحل عدد ذرّات من الصّوديوم Na ⟵ كمّية الصّوديوم Na بالمول.

نستخدم العلاقة الآتية: $\text{عدد المولات} = \dfrac{\text{عدد الجُسيمات}}{\text{عدد أفوجادرو}}$

يمكن تحويل عدد الذرّات إلى كمّية بالمول بضربه في معامل التحويل المناسب:

$$\text{عدد المولات الصّوديوم (Na)} = \text{عدد atoms Na} \times \frac{1 \text{ mol Na}}{6.022 \times 10^{23} \text{ atoms Na}} = \text{mol Na}$$

$$\text{عدد المولات الصّوديوم (Na)} = 1.2044 \times 10^{23} \text{ atoms Na} \times \frac{1 \text{ mol Na}}{6.022 \times 10^{23} \text{ atoms Na}} = \boxed{0.200 \text{ mol (Na)}}$$

مثال 3

الإيثانول C_2H_5OH من المُركّبات العضوية الأكثر استخدامًا في مجال المُطهّرات.

احسب عدد جُزيئات الإيثانول الموجودة في (1.5) مول منه.

الحل عدد المولات C_2H_5OH ⟵ عدد جُزيئات C_2H_5OH.

نستخدم العلاقة الآتية: عدد الجُسيمات = عدد أفوجادرو × عدد المولات

يمكن تحويل عدد المولات إلى عدد جُزيئات بضربه في معامل التحويل المناسب:

$$\text{عدد الجُزيئات} = \text{عدد المولات } C_2H_5OH \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ molecules}}{1 \text{ mol. } C_2H_5OH}$$

$$\text{عدد جزيئات الإيثانول} = 1.5 \text{ mol } C_2H_5OH \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ molecules}}{1 \text{ mol. } C_2H_5OH} = \boxed{9.033 \times 10^{23} \text{ molecules } C_2H_5OH}$$

الحسابات باستخدام المول والكتلة المولية

للتحويل ما بين المولات والجرامات نحتاج إلى اختيار معامل التحويل المناسب. فالكتلة الذرّية الموجودة في الجدول الدوري للعناصر هي معامل التحويل، الذي يختلف من عنصر إلى آخر. فكتلة مول واحد من ذرات الأكسجين مثلًا تساوي 15.999 g، وتسمّى هذه الكتلة المولية للأكسجين الذرّي.

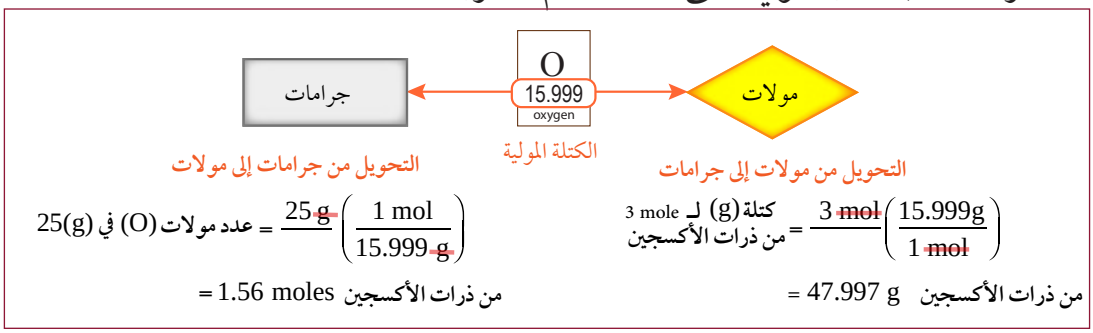
الكتلة المولية Molar mass هي الكتلة بالجرام الموجودة في مول واحد من المادة، وتكتب بوحدة g/mol. وتبيِّن خطوتا الحسابات أدناه كيفية إيجاد عدد المولات، إذا أعطيتَ الكتلة بالجرامات، وكيفية إيجاد الكتلة بالجرامات إذا أعطيتَ عدد المولات. لاحظ الخطوتين الآتيتين:

1. يجري ترتيب مُعامِلات التحويل بأن تلغي الوحدات بعضها بعضًا باستثناء الوحدات المطلوبة في حل المسألة، كما يبين **الشكل 3-5**. ويستخدم مُعامل التحويل بين الجرامات والمولات بطريقتين: جرامات لكل مول (g/mol)، ومولات لكل جرام (mol/g). لذلك، نختصر العلاقة بين الكمّية بالمول لمادة والكمّية بالجرام على الشكل الآتي:

$$\text{عدد المولات (mol)} = \frac{\text{كتلة المادة (g)}}{\text{الكتلة المولية (g/mol)}}$$

$$\text{كتلة المادة (g)} = \text{عدد المولات (mol)} \times \text{الكتلة المولية (g/mol)}$$

2. تقرّب الإجابة إلى أقرب عدد من الأرقام المعنوية، على الرغم من أن الكتلة المولية الواردة في الجدول الدوري للعناصر معطاة بعدد يحتوي على ثلاثة أرقام عشرية.



الشكل 3-5
حسابات تتضمّن جرامات ومولات.

مثال 4

احسب كتلة 1.5 moles من عنصر الكالسيوم بالجرامات.

الحل نستخدم العلاقة الآتية :

كتلة الكالسيوم (g) = عدد المولات (mol) Ca × الكتلة المولية (g/mol) Ca

$$\text{كتلة الكالسيوم (Ca)} = \frac{1.50 \text{ mol Ca}}{1} \times \frac{40.078 \text{ g Ca}}{1 \text{ mol Ca}} = \boxed{60.1 \text{ g Ca}}$$

يوجد 60.1 g من Ca في 1.5 moles من Ca.

مثال 5

ما عدد المولات الموجودة في 100.0 g من الكبريت S؟

$$\text{عدد مولات S (mol)} = \frac{\text{كتلة S (g)}}{\text{الكتلة المولية S (g/mol)}}$$

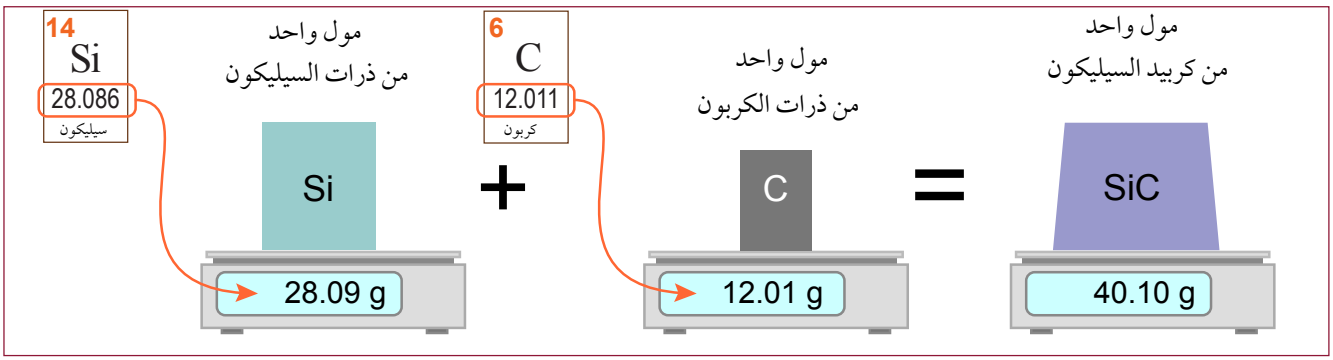
الحل نستخدم العلاقة الآتية :

$$\text{عدد مولات S} = \frac{100.0 \text{ g S}}{1} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32.065 \text{ g S}} = \boxed{3.119 \text{ mol S}}$$

يوجد 3.119 moles من الكبريت في 100.0 g من الكبريت.

استخدام الكتلة المولية

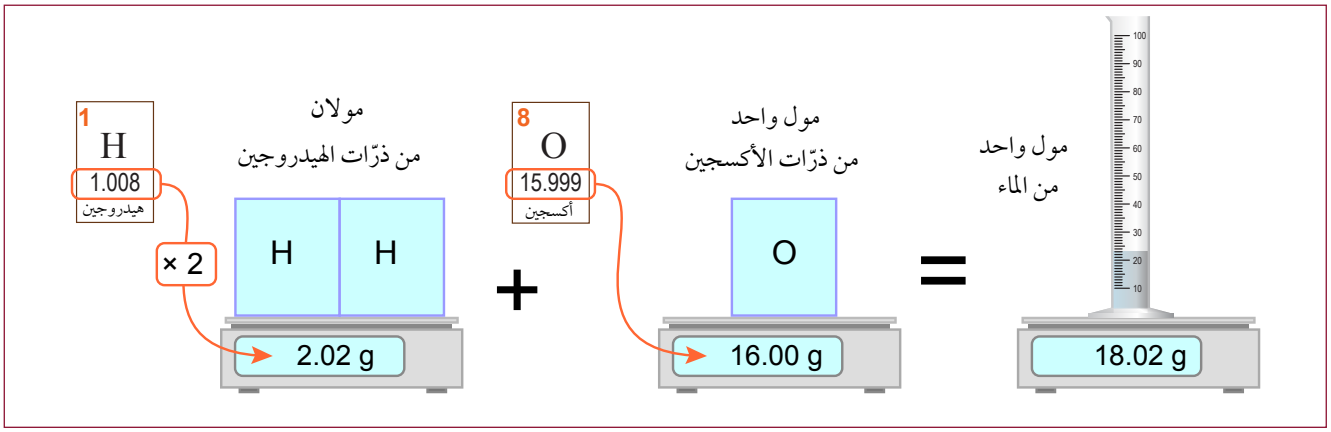
تُستخدم الكتلة المولية للتحويل من نسب الذرّات الموجودة في المُركَّبات إلى النسب بالجرامات التي يمكن قياسها. فعلى سبيل المثال، يعتبر مُركَّب كربيد السيليكون وصيغته الكيميائية SiC، مُركَّبًا قاسيًا جدًّا، وشبه موصل، يستخدم على نطاق واسع في التطبيقات التي تتطلب قدرة عالية على التحمل، وبالتالي يوصف بالماس المصنع. من صيغته الكيميائية يمكننا معرفة نسبة ذرّات السيليكون إلى ذرّات الكربون، وهي تساوي 1:1. ويمكننا من الجدول الدوري للعناصر معرفة أن السيليكون والكربون لهما كتلتان موليتان مختلفتان. يبيّن **الشكل 3-6** أن 28.09 g من السيليكون تندمج مع 12.01 g من الكربون مكوِّنة نسبة تساوي مول واحد من ذرات السيليكون لكل مول واحد من ذرات الكربون.



الشكل 3-6 العلاقة بين الكتلة المولية ونسب الذرّات.

تخبرنا الصيغة الكيميائية عن عدد مولات كل عنصر موجود في مول واحد من المُركَّب.

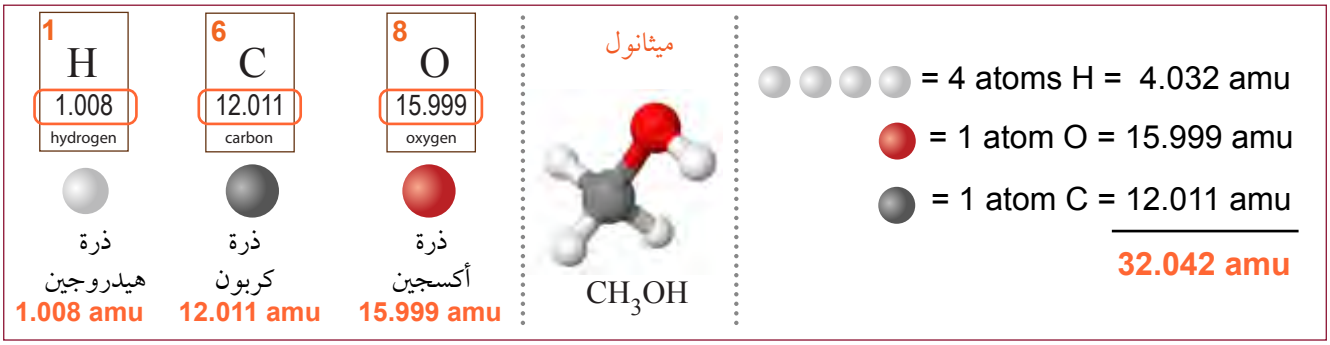
تخبرنا الصيغة الكيميائية عن عدد مولات كل عنصر موجود في مركّب ما. أما الكتلة المولية فتخبرنا عن عدد الجرامات التي تمثّلها. يمكن تطبيق الحسابات نفسها على أي مُركَّب، مثل H_2O. يحتوي هذا المُركَّب على ذرّتَي هيدروجين لكل ذرّة أكسجين واحدة. فالكتلة المولية للهيدروجين تساوي 1.008 g/mol، والكتلة المولية للأكسجين تساوي 15.999 g/mol. كما أن الصيغة للمُركَّب H_2O هي نفسها التي تبيِّن أنه يحتوي على 2.016 g من الهيدروجين لكل 15.999 g من الأكسجين. يبيّن **الشكل 3-7** أن الماء يحتوي على 67% ($\frac{2}{3}$) هيدروجين من حيث الذرات، في حين أنه يحتوي على 11% هيدروجين من حيث الكتلة.



الشكل 3-7 يحتوي الماء على مولين من ذرات الهيدروجين لكل مول من ذرات الأكسجين، في حين يحتوي على نسبة كتلة تساوي 16.00g من الأكسجين لكل 2.02g من الهيدروجين.

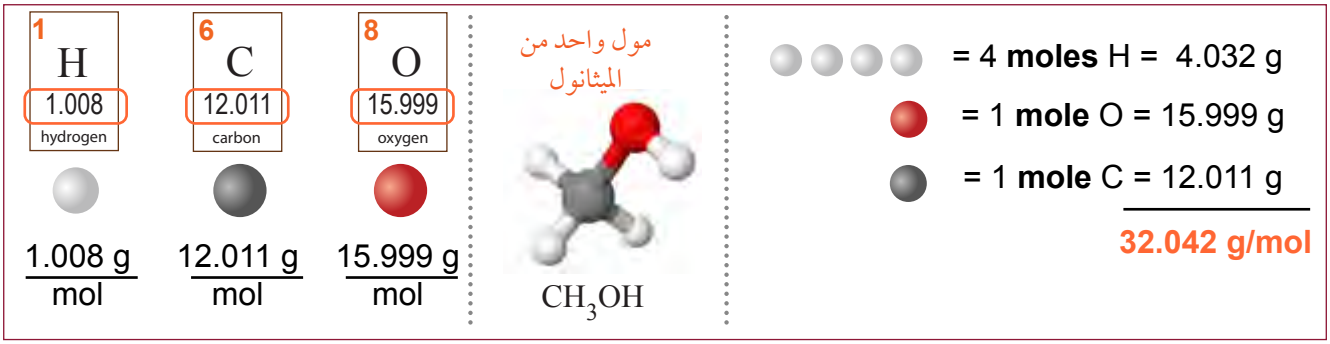
الكتلة المولِيَّة للمُركَّب (كتلة الصيغة الكيميائية)

ما كتلة جُزيء واحد من الميثانول CH_3OH؟ نحن نعلم كتلة ذرّات الأكسجين، والهيدروجين، والأكسجين. ويجب ألا يكون الأمر مفاجئًا عندما نجد أن كتلة جزيء واحد من الميثانول تساوي مجموع كتل الذرّات جميعها الموجودة في الجُزيء، **انظر (الشكل 3-8)**، فكتلة جُزيء ميثانول واحد تساوي 32.042 amu.



الشكل 3-8 كتلة جُزيء ميثانول واحد.

وفي الكيمياء العملية يتم استخدام الجرامات والمولات. ولما كانت الكتلة المولية لأي مركَّب تساوي كتلة مول واحد منه؛ فإن مساواة وحدة amu مع جرامات كل مول تكون مفيدة. ذلك أن الكتلة المولية بوحدة الجرامات لكل مول هي نفسها الكتلة الجُزيئيّة بوحدة amu. فالكتلة المولية لمول واحد من الميثانول، مثلًا، تساوي 32.042 g/mol، والكتلة الجزيئيّة لجزيء واحد من الميثانول تساوي 32.042 amu. لذلك تسمّى كتلة الصيغة بالكتلة الجزيئية للمُركَّبات الجُزيئية. ويبيّن **الشكل 3-9** حسابات الكتلة المولية للميثانول. حيث تمثّل كل «كرة» مولًا واحدًا عوضًا عن ذرّة واحدة.



الشكل 3-9 الكتلة المولية للميثانول.

الكتلة المولية لأي مُركَّب هي كتلة مول واحد منه مقدّرة بالجرامات.

تشير الأرقام السفلية والمُعامِلات الموجودة في الصيغة الكيميائية، أو المعادلة الكيميائية، إلى عدد المولات، وليس إلى الجرامات. فمن الصيغة الكيميائية، يجب أن تعرف أن مولًا واحدًا من الميثانول يحتوي على أربعة مولات من الهيدروجين، ومول واحد من الكربون، ومول واحد من الأكسجين، وهذا التفسير يعد أساس الحسابات الكيميائية.

حساب عدد مولات المركبات

الكتلة المولية للمُركَّب هي سمة مهمة للكيميائي، إذ غالبًا ما يقيس عالم الكيمياء كمية المادة الداخلة في التفاعل عن طريق قياس كتلة المادة بالجرام مستخدمًا الميزان، ومع ذلك، فإن نسب المواد المتفاعلة أو الناتجة في التفاعل الكيميائي تعطى عادة بعدد المولات، لذا الكتلة المولية تعد عامل التحويل المهم لتحليل نتائج التفاعلات الكيميائية التي تجري في المختبر.

يمكن استخدام الكتلة المولية لمُركَّب معين كمُعامِل تحويل، وذلك لربط بين كمية المادة بالمول وكتلتها بالجرام.

نستخدم العلاقة الآتية:

$$\text{عدد مولات المركَّب (mol)} = \frac{\text{كتلة المركَّب (g)}}{\text{الكتلة المولية (g/mol)}}$$

بالتالي:

$$\text{كتلة المركَّب (g)} = \text{عدد مولات المركَّب (mol)} \times \frac{\text{الكتلة المولية للمركَّب (g)}}{1\ \text{mol}}$$

مثال 6

- ما عدد المولات في عيّنة كتلتها 5.85 g من كلوريد الصوديوم NaCℓ؟

الحل

من الجدول الدوري:

- الكتلة المولية للصوديوم Na= 22.989 g/mol
- الكتلة المولية للكلور Cℓ= 35.45 g/mol
- الكتلة المولية للمركب NaCℓ =

$$= 1 \times (22.989) + 1 \times (35.45) = 58.5\ \text{g/mol}$$

نستخدم العلاقة الآتية لنجد عدد مولات NaCℓ:

$$\text{عدد المولات NaCℓ} = \frac{\text{كتلة NaCℓ (g)}}{\text{الكتلة المولية (g/mol)}}$$

$$\text{عدد المولات NaCℓ} = \frac{1\ \text{mol NaCℓ}}{58.5\ \text{g NaCℓ}} \times 5.85\ \text{g NaCℓ} = 0.100\ \text{mol NaCℓ}$$

مثال 7

يعرف مُركَّب نيترات البوتاسيوم عبر التاريخ بالملح الصخري، ويعتبر المُكوِّن الرئيس للسماد الزراعي ومسحوق البارود: a) احسب الكتلة المولية لمُركَّب نيترات البوتاسيوم KNO_3.

b) احسب عدد المولات الموجودة في 50.0 g منه.

الحل

a. من الجدول الدوري:

- الكتلة المولية للبوتاسيوم K= 39.09 g/mol
- الكتلة المولية للأكسجين O= 15.999 g/mol
- الكتلة المولية للنيتروجين N= 14.007 g/mol

الكتلة المولية لمُركَّب نيترات البوتاسيوم = (KNO_3)

الكتلة المولية = 1 × (39.09) + 1 × (14.007) + 3 × (15.999)= 101.102g/mol

كتلة مول واحد لمُركَّب نيترات البوتاسيوم تساوي 101.10 g والجواب مُقرَّب إلى خمسة أرقام معنوية.

b. عدد مولات KNO_3 = $\frac{\text{كتلة } KNO_3 \text{ (g)}}{\text{الكتلة المولية } KNO_3 \text{ (g/mol)}}$

عدد مولات KNO_3= $\frac{1 \text{mole } KNO_3}{101.102 \text{ g } KNO_3}$ x 50.0 g KNO_3 = 0.494 mol KNO_3

مثال 8

توجد كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ بالطبيعة في الحجر الكلسي؛ وهي المُكوِّن الرئيس للؤلؤ والأصداف البحرية. فإذا احتاج تفاعل كيميائي إلى 6.40 mol من $CaCO_3$، فما الكتلة بالجرام اللازمة لهذا التفاعل.

الشكل 3-10 الأصداف واللؤلؤ

الحل

الكتلة المولية لكربونات الكالسيوم $CaCO_3$ مكوّنان من $CaCO_3$

الكتلة المولية = 1 × (40.078) + 1 × (12.011)+ 3 × (15.999)= 100.089 g/mol

نحتاج إلى 6.40 mol من $CaCO_3$ للتفاعل. لذلك نستخدم العلاقة الآتية لنجد الكتلة بالجرام:

كتلة $CaCO_3$ (g) = عدد مولات $CaCO_3$ (mol) × الكتلة المولية $CaCO_3$ (g/mol)

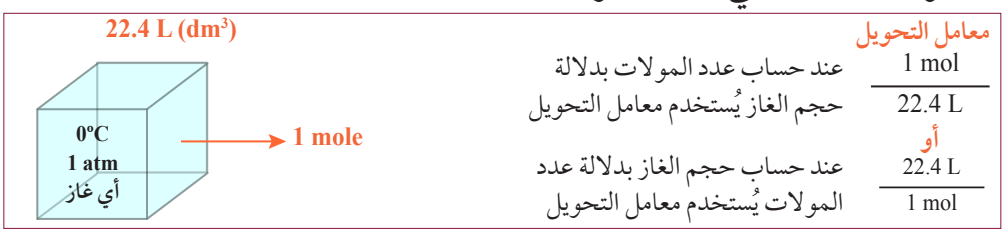
كتلة كربونات الكالسيوم = $\frac{6.40 \text{ (mol) } CaCO_3}{1} \times \frac{100.086 \text{g } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3}$ = 640.550 g $CaCO_3$

بتقريب الجواب إلى ثلاثة أرقام معنوية، تصبح الكتلة اللازمة لهذا التفاعل 641 g من $CaCO_3$.

المولات والغازات

غالبًا ما يكون أحد النواتج أو المتفاعلات في الحالة الغازية، خلال كثير من التفاعلات الكيميائية. وعند درجة الحرارة القياسية (0°C) والضغط الجوي (1 atm) (10^5 Pa)، وتُسمّى بالظروف القياسية (STP)، يكون حجم مول واحد من الغاز (22.4 L)، أو ($22.4\ dm^3$). وتُعدُّ القيمة (22.4 L) هي **الحجم المولي للغاز Molar volume of a gas**. لا يعتمد حجم **الغاز المثالي Ideal Gas** ومولاته على أن هذا الغاز مكوّن من نوع واحد من الجُزيئات، أو خليط من عدة جُزيئات.

ويعتبر الغاز «مثاليًّا» عندما تكون جُزيئات الغاز متباعدة جدًّا؛ وبالتالي يكون سلوك الجُزيئات وكأنها تملك كتلة فقط، ولكن حجمها تقريبًا صفر. وينتج من ذلك أن معظم الحجم الذي يشغله الغاز فضاء فارغ. غالبية الغازات لديها سلوك الغاز المثالي، عند الظروف القياسية (STP).



الشكل 3-11
الحجم المولي للغاز.

يبلغ حجم مول واحد من أي غاز مثالي في الظروف القياسية STP 22.4 L (dm^3).

مثال 9

احسب حجم 100.0 g من غاز النيتروجين عند 0°C درجة مئوية، و 1 atm (STP).

الحل

الكتلة المولية لـ N_2 هي 28.01 g/mol. ولحل هذه المسألة، نحتاج إلى إيجاد عدد المولات ثم استخدام الحجم المولي للغاز.

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{كتلة } N_2 \text{ (g)}}{\text{الكتلة المولية لـ } N_2 \text{ (g/mol)}}$$

$$\text{عدد مولات الغاز} = \frac{100.0\ \text{g } N_2}{1} \times \left(\frac{1\ \text{mol } N_2}{28.01\ \text{g } N_2} \right) = 3.5701\ \text{mol } N_2$$

$$\text{حجم الغاز} = \text{عدد المولات} \times \text{حجم المولي عند STP}$$

$$\text{حجم الغاز} = \frac{3.5701\ \text{mol } N_2}{1} \times \left(\frac{22.4\ \text{L}}{1\ \text{mol}} \right) = \boxed{79.97\ \text{L} = V_{N_2}}$$

المولات في المحاليل

يُسمّى التركيز المولي **بالمولارية Molarity**، وهو عدد مولات المذاب في كل لتر من المحلول؛ ووحدة المولارية هي mol/L أو M. فإذا كان تركيز محلول 1 M، فإن محلوله يحتوي على مول واحد من المذاب في لتر واحد من المحلول. يشار إلى التركيز بالمولارية عادة بأقواس مربَّعة. فعلى سبيل المثال: [حمض الهيدروكلوريك] يعني مولارية محلول حمض الهيدروكلوريك.

المولارية mol/L (M)	المولالية mol/Kg	النسبة المئوية (%)
عدد مولات المذاب / حجم المحلول باللتر	عدد مولات المذاب / كتلة المذيب (Kg)	كتلة المذاب / كتلة المحلول × 100 %

الشكل 3-12
طرائق مختلفة لتمثيل تركيز المحلول.

المولارية (M) هي عدد مولات المذاب في كل لتر من المحلول.

تُعدُّ المولارية طريقة مفيدة لقياس تركيز المحاليل، لأن حجوم المحاليل سهلة القياس في المختبر. فعلى سبيل المثال يحتوي 1.5 L من محلول NaOH ،2.0M على 3 مولات من هيدروكسيد الصوديوم (2.0 mol/L × 1.5 L = 3mol). ضع هذا في اعتبارك عند العمل على المحاليل.

1. المولارية هي عدد المولات في لتر واحد من المحلول، وليس في لتر واحد من المذيب.
2. إضافة المزيد من المذيب إلى محلول معروف تركيزه سيغيِّر المولارية (التركيز)؛ ولكن ذلك لا يغيِّر عدد مولات المذاب.

مثال 10

ما حجم محلول كلوريد الصوديوم NaCℓ الذي يبلغ تركيزه 1.5 M من NaCℓ، ويحتوي على 10.00 g منه؟

الحل

$$\text{الكتلة المولية} = 1\times(23.00) + 1\times(35.449) = 58.44\ \text{g/mol}$$

لحل هذه المسألة، نحتاج إلى إيجاد عدد مولات NaCℓ في 10.00 g، ثم نستخدم المولارية لهذا المحلول كي نحسب حجم المحلول.

نستخدم العلاقة الآتية: $\text{عدد مولات NaCℓ (mol)} = \dfrac{\text{كتلة NaCℓ (g)}}{\text{الكتلة المولية NaCℓ (g/mol)}}$

$$\text{عدد مولات NaCℓ} = \frac{10.00\ \text{g NaCℓ}}{1}\times\left(\frac{1\ \text{mol NaCℓ}}{58.44\ \text{g NaCℓ}}\right) = 0.1711\ \text{mol NaCℓ}$$

نستخدم العلاقة الآتية: $\text{حجم المحلول (L)} = \dfrac{\text{عدد مولات NaCℓ (mol)}}{\text{المولارية M}}$

$$\text{حجم المحلول} = \frac{0.1711\ \text{mol NaCℓ}}{1}\times\left(\frac{1\ \text{L}}{1.5\ \text{mol}}\right) = \boxed{0.1140\ \text{L} = \text{V}}$$

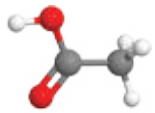
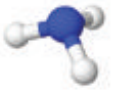
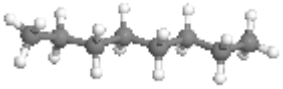
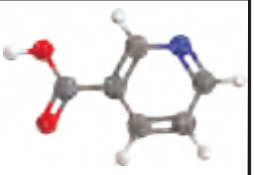
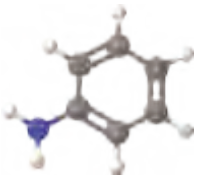
1-3 الكتلة المولية

سؤال الاستقصاء	كيف نحدِّد كمّيات المُركَّبات؟
الموادّ المطلوبة	نموذج الكرات والعصي، أقلام رصاص ملونة

الإجراءات

1. استخدم الجدول الدوري للعناصر من أجل تعيين الرموز الكيميائية والكتل لكل العناصر الموجودة في النماذج.
2. ابنِ كل جُزيء مبيَّن أدناه، ثم حدِّد كتلته المولية.

	رمز العنصر	الكتلة المولية (g/mol)		رمز العنصر	الكتلة المولية (g/mol)
كربون			نيتروجين		
أكسجين			كبريت		
هيدروجين			كلور		
فلور			يود		

	الصيغة الكيميائية	الكتلة المولية (g/mol)	عدد المولات الموجودة في 100g
حمض الأسيتيك 			
الأمونيا 			
ثاني أكسيد الكربون			
الأكتان 			
الفيتامين B (النياسين) 			
الأنيلين 			

تقويم الدرس 3-1

1. ما قيمة ثابت أفوجادرو؟
2. ما الحجم المولي للغاز المثالي عند درجة حرارة وضغط قياسيين (STP)؟
3. احسب الكتلة المولية لمُركَّب برمنجنات البوتاسيوم $KMnO_4$.
4. ما العلاقة بين كتلة الذرّة بوحدة (amu) والكتلة المولية للعنصر؟
5. ما عدد الجُزيئات الموجودة في 2 moles من غاز الأكسجين O_2؟
6. ما عدد المولات في 10×10^{12} ذرة نيون Ne ؟
7. احسب كتلة 10 moles من غاز الميثان(CH_4) بالجرام.
8. ما عدد مولات كتلة من ثنائي كرومات الصوديوم $Na_2Cr_2O_7$ تساوي 100g؟
9. ما حجم 1000 moles من الهواء عند درجة حرارة وضغط قياسيين STP، علمًا أنه عند هذه الظروف يتكوّن الهواء من 21% من حجمه أكسجين O_2 و78% من حجمه نيتروجين N_2.
10. غرفة صفٍّ أبعادُها (طول 10m × عرض 8m × ارتفاع 3m)، احسب كتلة الهواء داخل هذه الغرفة، علمًا أنه يتكوّن من 21% من حجمه أكسجين O_2، و78% من حجمه نيتروجين N_2 عند درجة حرارة وضغط قياسيين (STP). ملاحظة $1m^3=1000L$
11. الصيغة الكيميائية للهيموجلوبين، وهو البروتين الذي يحمل الأكسجين في دمك، هي $C_{2952}H_{4664}O_{832}N_{812}S_8Fe_4$. احسب الكتلة المولية للهيموجلوبين.
12. ما عدد الجُزيئات الموجودة في (50.00g) من الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ ؟
13. ما عدد مولات ملح الطعام NaCℓ الموجودة في(2.5 L) من محلول ملحي تركيزه المولاري 2M؟
14. احسب التركيز المولي (المولاريه) لمحلول قاعدي حُضِّر بإذابة (10g) من هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء المُقطَّر ليصبح حجم المحلول (500mL).

الدّرس 3-2
الحسابات الكيميائية Stoichiometry

تزامن اكتشاف الحديد في بلاد ما بين النهرين (العراق) حوالي سنة 5000 قبل الميلاد مع اكتشاف الصدأ. فالحديد يتآكل عندما يتعرّض للهواء والماء. وقد اعتقد الكيميائيون قديمًا وبشكل منطقي، أن الحديد يصبح أخف عندما يصدأ. وفي منتصف 1800s اكتُشف أن الحديد يصبح أثقل، وليس أخفّ، عندما يصدأ! وهذا الأمر ينطبق أيضًا على الفلزّات التي تكوّن أكاسيد الفلزات calxes.

الشكل 3-13 الصدأ هو أكسيد الحديد (III) المائي وصيغته الكيميائية $Fe_2O_3.3H_2O$.

إن الصيغة الكيميائية التي تبيّن صدأ الحديد، توضح أن الصدأ يضيف الأكسجين وفقًا للمعادلة الكيميائية الموزونة:

$$4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(s)}$$

لذا فإن عيّنة حديد كتلتها 100 g تُركت لتصدأ، ستصبح كتلتها 143 g من أكسيد الحديد (III) المائي $Fe_2O_3.3H_2O$.

يتعلّق هذا الدرس بالتحليلات الكمّية للتفاعلات الكيميائية، والتي تُسمّى الحسابات الكيميائية. إذ تؤدي المعادلة الكيميائية دورًا مهمًا جدًا في جميع الحسابات الكيميائية. وذلك لأن النسبة المولية يتم الحصول عليها مباشرة من المعادلة. ولحل أي مسألة من مسائل الحسابات الكيميائية يجب البدء بمعادلة موزونة.

مخرجات التّعلُّم

C1103.2 يعرّف المول بدلالة ثابت أفوجادرو، ويكتب معادلات كيميائية موزونة تشمل رموز الحالة الفيزيائية، ويحلّ مسائل الحسابات الكيميائية التي تتضمن كتل المواد المتفاعلة وحجوم الغازات.

المفردات

الحسابات الكيميائية	Stoichiometry
النسبة المولية	Mole ratio

المعادلات الكيميائية الموزونة

تذكَّر أن المعادلة الكيميائية الموزونة تعطي كلًّا من المعلومات النوعية والكمية. حيث تشمل المعلومات النوعية:

1. رموز وصيغ المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل.
2. حالة كل مادة: هل هي في الحالة الصلبة (s) أم السائلة (ℓ) أم الغازية (g) أم أنها محلول مائي (aq)؟
3. بيان العلاقات الكمّية بين مولات المواد المتفاعلة ومولات المواد الناتجة.

يتم تحديد المُعامِلات في المعادلة الموزونة من خلال تحقيق الآتي: أن يكون عدد كل نوع من الذرّات في نواتج التفاعل مساوياً لعدد النوع نفسه من الذرّات في المتفاعلات (قانون بقاء المادّة). يُعبَّر عن النسبة بين المُعامِلات عادة بنسبة أصغر عدد صحيح. تبيِّن المعادلة الواردة في **الشكل 3-14** هذه المفاهيم.

المتفاعلات — النواتج

$$Fe_2(CO_3)_{3(s)} + 6\ HC\ell_{(aq)} \rightarrow 2\ FeC\ell_{3(aq)} + 3\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(l)}$$

	المولات
الحديد	2
الكربون	3
الأكسجين	9
الهيدروجين	6
الكلور	6

المولات	
2	
3	
9	
6	
6	

الشكل 3-14 المعادلة الكيميائيّة الموزونة هي علاقة بين عدد المولات.

تشير المعادلة إلى أن مولًا واحدًا من كربونات الحديد (III) $Fe_2(CO_3)_3$ الصلبة يتفاعل مع ستة مولات من محلول حمض الهيدروكلوريك ($HC\ell$). وينتج من التفاعل مولان من محلول كلوريد الحديد (III) ($FeC\ell_3$)، وثلاثة مولات من غاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2)، وثلاثة مولات من الماء السائل (H_2O). تُلاحظ أن هناك 9 مولات من ذرّات الأكسجين على جانب المتفاعلات في $Fe_2(CO_3)_3$، وهناك أيضًا 9 مولات من ذرّات الأكسجين على جانب النواتج في 3 مولات من غاز ثاني أكسيد الكربون، و3 مولات من الماء السائل. وينطبق الأمر نفسه على كل عنصر في التفاعل. وهذا هو معنى المعادلة الموزونة.

نستنتج من هذه المعادلة أيضًا أنه كل 6 مولات من حمض الهيدروكلوريك المتفاعلة، تنتج 3 مولات من الماء السائل. وبطريقة مماثلة، ينتج كل مول من كربونات الحديد (III) مولين من كلوريد الحديد (III).

قواعد موازنة المعادلات

لا يمكنك تغيير الأرقام السفلية الموجودة في الصيغ الكيميائية؛ لأن ذلك سيغيّر المواد الداخلة في التفاعل، ويصبح تفاعلًا آخر مختلفًا. في التفاعل المبيّن في **الشكل 3-15**، مثلًا، لا يمكننا تغيير H_2 إلى H_5 للحصول على ثلاث ذرّات هيدروجين إضافية على الجانب الذي يمثِّل المتفاعلات، ثم موازنة المعادلة. فالمُركَّب H_5 غير موجود، كما أنه سيكون جزيئًا مختلفًا عن ذلك الجزيء الموجود في التفاعل.

معادلة كيميائية غير موزونة

$$NO + H_2 \longrightarrow NH_3 + H_2O$$

	النواتج	المتفاعلات
النيتروجين	1	1
الأكسجين	1	1
الهيدروجين	**5**	**2**

معادلة كيميائية موزونة

$$2NO + 5H_2 \longrightarrow 2NH_3 + 2H_2O$$

	النواتج	المتفاعلات
النيتروجين	2	2
الأكسجين	2	2
الهيدروجين	10	10

الشكل 3-15 معادلة كيميائية موزونة وأخرى غير موزونة.

يمكنك تغيير المُعامِلات في هيئة أعداد صحيحة لوزن عدد المولات لكل جُزيء في التفاعل. حيث يبيّن **الشكل 3-15** أننا غيّرنا H_2 إلى $5H_2$، ممّا أدى إلى ازدياد عدد ذرّات الهيدروجين من ذرَّتين إلى عشر.

مثال 11

زن معادلة احتراق غاز الميثان بوجود غاز الأكسجين. $CH_4 + O_2 \rightarrow H_2O + CO_2$

الحل

يبيّن التفاعل غير الموزون ذرَّتَي أكسجين على الجانب الذي يمثِّل المتفاعلات، وثلاث ذرات أكسجين على الجانب الذي يمثل النواتج. يبيّن أيضًا أربع ذرّات هيدروجين على الجانب الذي يمثِّل المتفاعلات، وذرّتي هيدروجين فقط على الجانب الذي يمثّل النواتج. لذا فإن إضافة المُعامِل (2) إلى الماء على الجانب الذي يمثّل النواتج، وإلى الأكسجين على الجانب الذي يمثِّل المتفاعلات سيوازن المعادلة، وتصبح على النحو الآتي:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow 2H_2O + CO_2$$

الحسابات الكيميائية

يُطلق على تحليل الكمّيات في التفاعل الكيميائي تسمية **الحسابات الكيميائية Stoichiometry**. فالحسابات الكيميائية تطبَّق على المعادلة الكيميائية الموزونة لحساب كمّية أي متفاعل أو ناتج، من حيث الكتلة، أو عدد المولات، أو الحجم، أو التركيز عندما تُعطى كمّية أي متفاعل أو ناتج آخر.

الحسابات الكيميائية تطبَّق على العلاقات الكمّية الموجودة في المعادلة الكيميائية الموزونة.

الحسابات الكيميائية مهمة لاستخدام الكيمياء في الصناعة، والأدوية، والبحث العلمي. تُستخدم الحسابات الكيميائية، مثلًا، لتحديد كمّيات المواد الخام اللازمة لإنتاج كمية مطلوبة من مُنتَج ما.

النسبة المولية Mole ratio هي نسبة المُعامِلات لأي مكوِّنين موجودَين في المعادلة الكيميائية. ويمكن تفسير النسبة بطريقتَين مفيدتَين للغاية، هما:

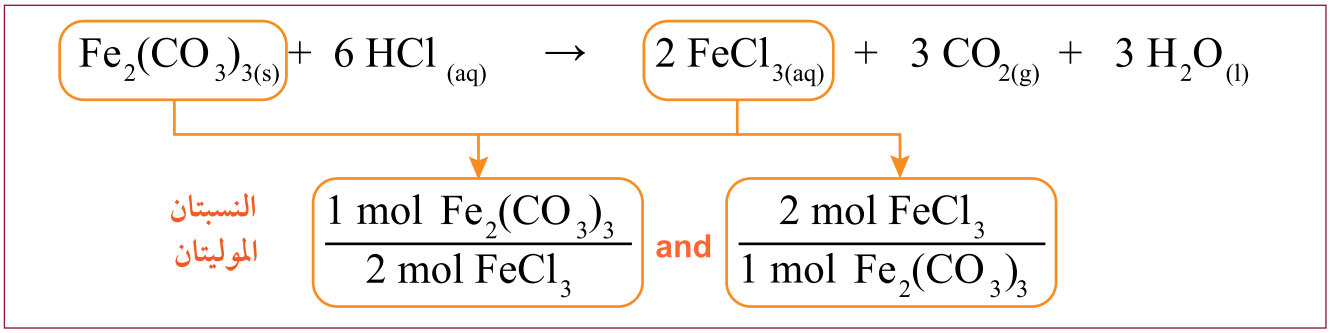
1. أنها نسبة عدد أيّ ذرّتين أو جُزيئَين موجودَين في التفاعل.
2. أنها نسبة عدد مولات أي عنصرين أو مُركَّبين موجودَين في التفاعل.

افترض حدوث أحد التفاعلات المحتَملة بين كربونات الحديد (III) وحمض الهيدروكلوريك.

متفاعلات ← نواتج

$$Fe_2(CO_3)_{3(s)} + 6\ HCl_{(aq)} \rightarrow 2\ FeCl_{3(aq)} + 3\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(l)}$$

تحتوي هذه المعادلة على العديد من النسب المولية المختلفة، كأن تكون، كربونات الحديد (III) هي المتفاعل، وكلوريد الحديد (III) هو الناتج. والنسبتان الموليتان المحتملتان موضّحتان في **الشكل 16-3**، إحداهما عكس الأخرى:



الشكل 16-3 النسبتان الموليتان كربونات الحديد (III)، وكلوريد الحديد (III).

تفيد النسبة المولية لحساب كميات التفاعل.

1. تمّ استخدام مول واحد من كربونات الحديد (III) لتكوين مولين اثنين من كلوريد الحديد (III) الناتج.
2. نتج مولان اثنان من كلوريد الحديد (III) لكل مول واحد من كربونات الحديد (III) تمّ استخدامه.

النسب المولية

تبيّن المعادلة الكيميائية الموزونة **النسب المولية Mole ratio** لجميع مكوِّنات التفاعل، من متفاعلات ونواتج. من الأمثلة على ذلك اشتقاق النسب المولية من التفاعل الوارد في **الشكل 3-17**:

المتفاعلات ← النواتج

$$Fe_2(CO_3)_{3(s)} + 6\ HC\ell_{(aq)} \rightarrow 2\ FeC\ell_{3(aq)} + 3\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(l)}$$

مثال على النسب المولية

(a) $\frac{1\ mol\ Fe_2(CO_3)_3}{6\ mol\ HC\ell}$ أي 1:6

(b) $\frac{6\ mol\ HC\ell}{1\ mol\ Fe_2(CO_3)_3}$ أي 6:1

(c) $\frac{1\ mol\ Fe_2(CO_3)_3}{2\ mol\ FeC\ell_3}$ أي 1:2

(d) $\frac{3\ mol\ H_2O}{3\ mol\ CO_2}$ أي 3:3

(e) $\frac{6\ mol\ HC\ell}{2\ mol\ FeC\ell_3}$ أي 6:2

(f) $\frac{1\ mol\ Fe_2(CO_3)_3}{3\ mol\ CO_2}$ أي 1:3

الشكل 3-17 أمثلة على النسب المولية.

- تبيّن النسبة (a) أن 1 mole من $Fe_2(CO_3)_3$ يتفاعل مع 6 mole من حمض الهيدروكلوريك.
- تشير النسبة (b) إلى أن 6 mole من حمض الهيدروكلوريك تتفاعل مع 1 mole من $Fe_2(CO_3)_3$.
- يمكن تبسيط النسبة (d) عن طريق القسمة على (3)، لنقول إن 1 mole من الماء (H_2O) تنتج 1 mole من غاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2).
- يمكن أيضًا تطبيق نسب المولات بين أي اثنين من النواتج أو المتفاعلات الممثَّلة في المعادلة الكيميائية الموزونة.

ملاحظة: يمكن تبسيط النسبة عن طريق القسمة على العوامل المشتركة بينهما.

مثال 12

ما عدد مولات غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 الناتج من احتراق 2.0 mol من البيوتان كليًّا مع كمية وافرة من الأكسجين وفقًا للمعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:

$$2C_4H_{10(g)} + 13O_{2(g)} \rightarrow 8CO_{2(g)} + 10H_2O_{(g)}$$

الحل

النسبة المولية لغاز البيوتان إلى غاز ثاني أكسيد الكربون بحسب المعادلة الكيميائية الموزونة هي: $\frac{2mol\ C_4H_{10}}{8mol\ CO_2}$ أي $\frac{1mol\ C_4H_{10}}{4mol\ CO_2}$

وبذلك يكون عدد مولات CO_2 الناتجة = عدد مولات C_4H_{10} المتفاعلة × 4

عدد مولات (CO_2) = $4 \times 2.0\ mol = \boxed{8.0\ mol\ CO_2}$

مثال 13

كم جرامًا من ثاني أكسيد الكربون ينتج عندما يتفاعل 100 g بالكامل من $Fe_2(CO_3)_3$ مع حمض الهيدروكلوريك، وفقًا للمعادلة الموزونة الآتية؟

$$Fe_2(CO_3)_{3(s)} + 6HC\ell_{(aq)} \rightarrow 2FeC\ell_{3(aq)} + 3CO_{2(g)} + 3H_2O_{(\ell)}$$

الحل

الكتلة المولية لـ $Fe_2(CO_3)_3$:

$$\text{الكتلة المولية } Fe_2(CO_3)_3 = (15.999)\times 9 + (12.01)\times 3 + (55.845)\times 2 = 291.71 \text{ g/mol}$$

$$\text{عدد مولات } Fe_2(CO_3)_3 = \frac{\text{الكتلة (g) } Fe_2(CO_3)_3}{\text{الكتلة المولية (g/mol) } Fe_2(CO_3)_3}$$

$$\text{عدد مولات } Fe_2(CO_3)_3 = \frac{1 \text{ mol } Fe_2(CO_3)_3}{291.79 \text{ (g) } Fe_2(CO_3)_3} \times \frac{100 \text{ g } Fe_2(CO_3)_3}{1} = \boxed{0.343 \text{ mol } Fe_2(CO_3)_3}$$

الكتلة المولية لـ CO_2 : $(CO_2)\text{الكتلة المولية} = (15.999) \times 2 + (12.01) \times 1 = 44.01 \text{ g/mol}$

نستخدم النسبة المولية من المعادلة الكيميائية الموزونة: $\frac{3 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } Fe_2(CO_3)_3}$

لذلك، فإن عدد مولات CO_2 المطلوبة لهذا التفاعل = عدد مولات $Fe_2(CO_3)_3 \times \frac{3 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } Fe_2(CO_3)_3}$

$$\text{عدد مولات } (CO_2) = \frac{3 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } Fe_2(CO_3)_3} \times 0.343 \text{ mol } Fe_2(CO_3)_3$$

$$\text{عدد مولات } (CO_2) = 1.029 \text{ mol } CO_2$$

كتلة CO_2 المطلوبة = عدد مولات CO_2 (g) × الكتلة المولية CO_2 (g/mol)

$$\text{كتلة } (CO_2) \text{ (g)} = \frac{44.01 \text{ g} CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} \times 1.029 \text{ mol } CO_2 = \boxed{45.286 \text{g } CO_2}$$

مثال 14

كم جرامًا يلزمنا من نيترات الرصاص (II) ليتفاعل بالضبط مع 100.0g من محلول يوديد البوتاسيوم، لينتج الراسب الأصفر يوديد الرصاص (II) (**الشكل 3-18**) ؟

$$Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2KI_{(aq)} \longrightarrow 2KNO_{3(aq)} + PbI_{2(s)}$$

الشكل 3-18 التفاعل بين نيترات الرصاص(II) ويوديد البوتاسيوم.

الحل

الخطوة 1: بما أن المطلوب أن نجد الكتلة؛ فإن علينا أن نجد الكتلة المولية لكل من نيترات الرصاص (II) والكتلة المولية ليوديد البوتاسيوم:

الكتلة المولية $Pb(NO_3)_2$:

$$= 1\times(207.20)+2\times(14.007)+6\times(15.999)=331.208 g/mol\ Pb(NO_3)_2$$

الكتلةالمولية KI:

$$= 1\times(39.098)+1\times(126.90)=165.998 g/mol\ KI$$

الخطوة 2: نستخدم المعادلة الكيميائية الموزونة لنجد النسبة المولية: $\frac{1 mol\ Pb(NO_3)_2}{2 mol\ KI}$ أي 2:1

الخطوة 3: الحسابات:

$$\text{عدد مولات KI} = \frac{\text{الكتلة (g) KI}}{\text{الكتلة المولية (g/mol) KI}}$$

$$\text{عدد مولات (KI)} = \frac{100.0\ g\ KI}{1} \times \frac{1\ mol\ KI}{165.998\ g\ KI} = 0.60242\ mol\ KI$$

نستخدم النسبة المولية $\frac{1\ mol\ Pb(NO_3)_2}{2\ mol\ KI}$

وبذلك، فإن عدد مولات $Pb(NO_3)_2$ =

$$= \frac{1\ mol\ Pb(NO_3)_2}{2\ mol\ KI} \times 0.60242 mol\ KI = 0.30121 mol\ Pb(NO_3)_2$$

نستخدم الكتلة المولية $Pb(NO_3)_2$ لحساب كتلة نيترات الرصاص اللازمة للتفاعل كلّيًّا مع 100g من يوديد البوتاسيوم:

كتلة $Pb(NO_3)_2$ (g) = عدد المولات $(mol)Pb(NO_3)_2$ × الكتلة المولية $(g/mol)Pb(NO_3)_2$

$$\text{كتلة } Pb(NO_3) = \frac{0.30121 mol\ Pb(NO_3)_2}{1} \times \frac{331.208 g/mol\ Pb(NO_3)_2}{1 mol\ Pb(NO_3)_2} = \boxed{99.763 g\ Pb(NO_3)_2}$$

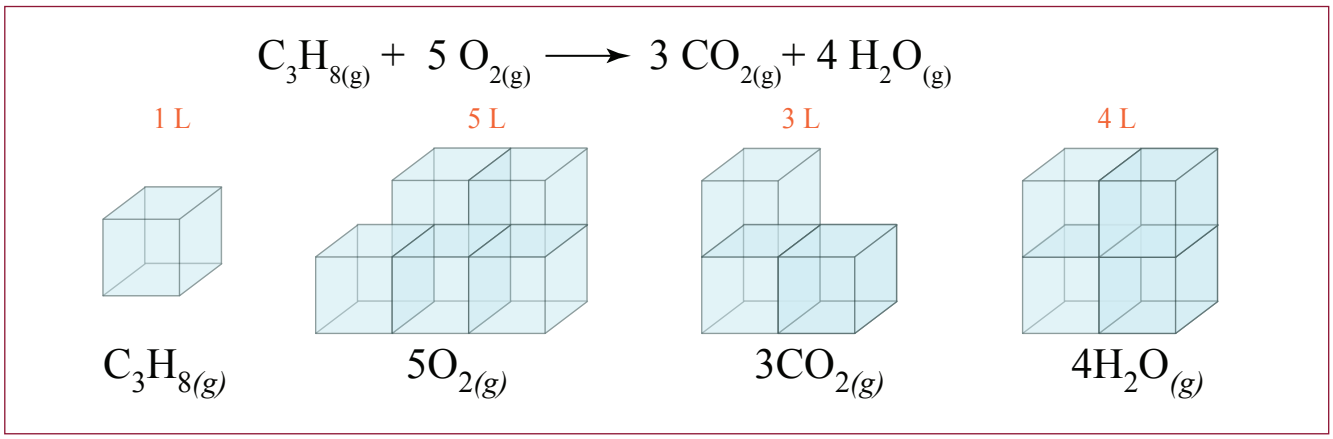
الحل في خطوة واحدة:

$$\frac{100.0\ g\ KI}{1} \times \frac{1\ mol\ KI}{165.998\ g\ KI} \times \frac{1\ mol\ Pb(NO_3)_2}{2\ mol\ KI} \times \frac{331.208\ g\ Pb(NO_3)_2}{1\ mol\ Pb(NO_3)_2} = \boxed{99.763\ g\ Pb(NO_3)_2}$$

النسب الحجمية في الغازات

عندما يكون سلوك الغازات مثاليًّا، فإن أعدادًا متساوية من جُزيئات غازات مختلفة، عند درجة الحرارة نفسها والضغط نفسه، ستشغل حجومًا متساوية. وهذا ما يعرف باسم **فرضية أفوجادرو**. ونتيجة لذلك، يمكن لمعاملات المعادلة الكيميائية الموزونة أيضًا أن تمثِّل نسب حجوم للغازات مع الأخذ في الحسبان أمورًا مهمة يجب تذكّرها:

1. تخضع الغازات المثالية لقانون الضغوط الجزئية. ففي مزيج من الغازات، يكون الضغط الكلّي هو مجموع الضغوط الجزئية لكل غاز موجود في المزيج.
2. في STP (الظروف القياسية من درجة الحرارة والضغط) يصبح قانون الضغوط الجزئية قانون الحجوم الجزئية. ويجري التعامل مع كل غاز في المزيج كما لو كان يشغل وحده حجمًا مستقلًّا عن الغازات المكوِّنة الأخرى. ويكون الحجم الكلّي هو مجموع حجوم كل غاز مكوِّن (**الشكل 3-19**).



الشكل 3-19 نسب حجوم الاحتراق الكامل للبروبان، على افتراض أن جميع المواد المتفاعلة والنواتج غازات.

في المعادلة الكيميائيّة الموزونة، نستطيع أن نستخدم نسب الحجوم بين المتفاعلات والنّواتج في الحالة الغازيّة، تمامًا كما نستخدم النسب الموليّة في تلك المعادلة الكيميائيّة.

مثال على نسب الحجوم

$$\frac{1\ \text{liter}\ C_3H_{8(g)}}{5\ \text{liters}\ O_{2(g)}} \quad 1:5 \qquad \frac{5\ \text{liters}\ O_{2(g)}}{3\ \text{liters}\ CO_{2(g)}} \quad 5:3 \qquad \frac{1\ \text{liter}\ C_3H_{8(g)}}{4\ \text{liters}\ H_2O_{(g)}} \quad 1:4 \qquad \frac{3\ \text{liters}\ CO_{2(g)}}{4\ \text{liters}\ H_2O_{(g)}} \quad 3:4$$

الشكل 3-20 أمثلة نسبة حجم.

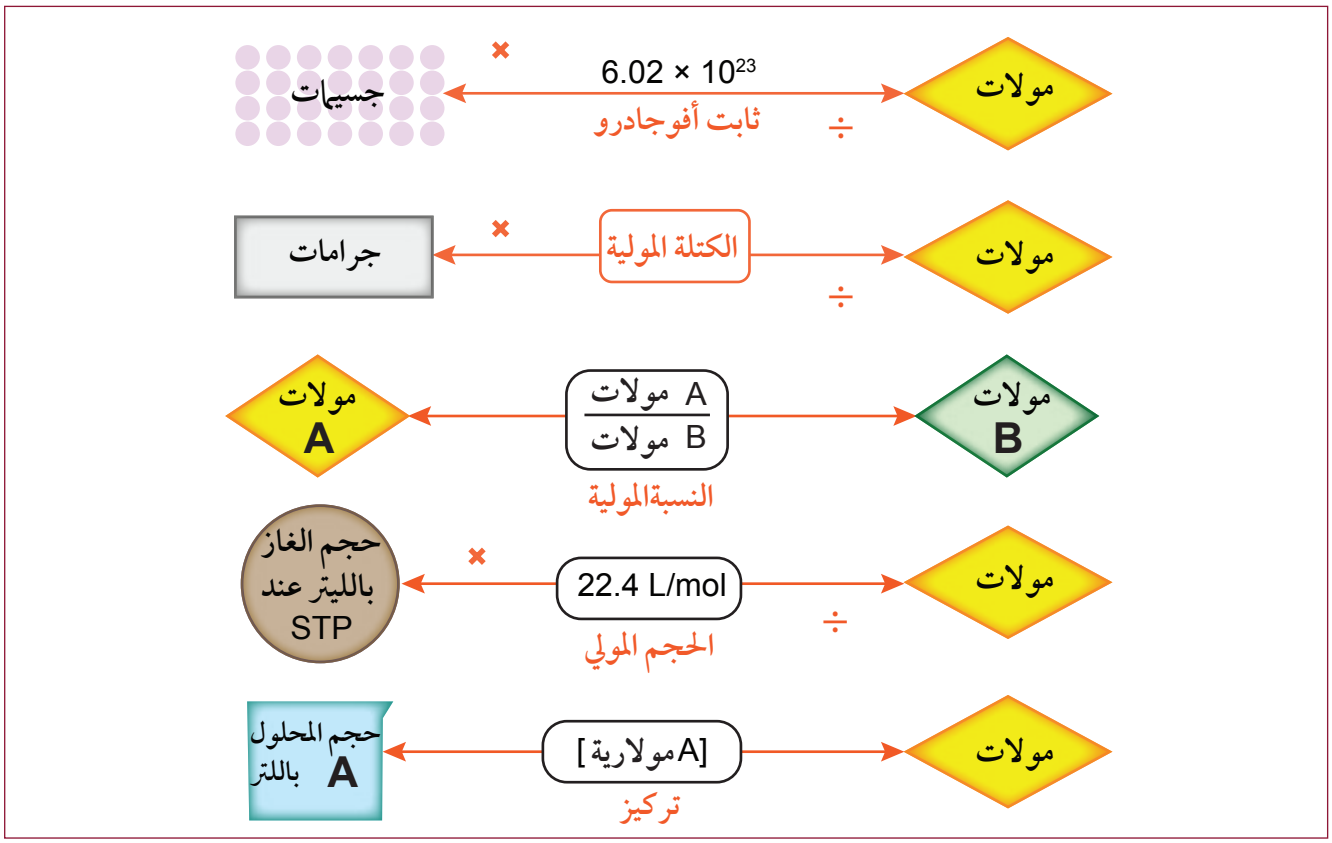
تذكَّر أن من غير الممكن استخدام علاقات الحجوم هذه إلا بين المواد الغازية عند الظروف STP (القياسية من درجة حرارة وضغط). فعلى سبيل المثال، يكون الماء، عند درجة حرارة 0°C، صُلبًا أو سائلًا، ولكن ليس غازًا. لذا يتوجب عليك في بعض المسائل، استخدام الحجوم المولية لتحويل الكميات إلى جرامات للسوائل والمواد الصلبة. عليك الانتباه جيدًا لحالة كل مكوِّن (s) أو(ℓ) أو(g) أو(aq).

سؤال للمناقشة

كم نوعًا مختلفًا من مسائل الحسابات الكيميائية يوجد؟

تسلسل الحسابات (خريطة العمل)

يوضح **الشكل 3-21** أدناه كيف تطوّرت علاقات الحسابات الكيميائية حتى الآن، وكيف ستُتَّبع لحل أنواع كثيرة من مسائل الكيمياء.



الشكل 3-21 تسلسل خريطة الحسابات الكيميائية للمسائل.

تذكير:

1. علاقة المول بعدد الجُسيمات تمثِّل ثابت (عدد) أفوجادرو.
2. علاقة الكتلة بعدد مولات المادة من خلال الكتلة المولية للمادة.
3. يتمّ تحديد علاقة المول بالمول من خلال النسب المولية التي تُحدَّد من خلال مُعامِلات المعادلة الكيميائية الموزونة.
4. يتمّ تحديد علاقة الحجم بعدد المولات (مول إلى dm^3) من خلال معاملات المعادلة الكيميائية الموزونة للغازات فقط.
5. في حالة المحاليل، قد تكون هناك حاجة إلى خطوة إضافية لمراعاة تركيز المحلول.

باستخدام علاقات المول جميعها التي تم عرضها، يمكننا إجراء الكثير من العمليات الحسابية الدقيقة لحل المسائل العملية، والمثيرة للاهتمام.

مثال 15

ما كتلة غاز الميثان (CH_4) التي ستتفاعل مع كمية وافرة من غاز الأكسجين لإنتاج 3.225 g من بخار الماء وغاز ثاني أكسيد الكربون؟

لاحظ أن مصطلح «كمية وافرة من الأكسجين» يعني أن هناك كمية من الأكسجين أكثر مما هو مطلوب للتفاعل مع الميثان المتاح بصورة تامة، من دون بقاء أي فائض من هذا الغاز. تتمّ كثير من التفاعلات الكيميائية بوجود فائض من جميع العناصر المتفاعلة، ما عدا المادة المُحدَّدة لكمية الناتج.

الحل

الخطوة رقم 1: اكتب المعادلة الكيميائية مع كتابة حالة كل مادة.

$$CH_{4(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

الخطوة رقم 2: وازن المعادلة باستخدام أصغر مُعامِلات عدد صحيح.

$$CH_{4(g)} + 2\ O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$$

نجد من معاملات المعادلة الموزونة، أن هناك ذرّة واحدة من الكربون، و4 ذرّات هيدروجين، و4 ذرّات أكسجين عند كل جانب من التفاعل.

الخطوة رقم 3: حوِّل كتلة الماء الناتجة إلى كتلة الميثان المتفاعلة.

أولًا، يجب تحويل كتلة الماء إلى مولات ماء، ثم تحويل مولات الماء إلى مولات ميثان، وأخيرًا تحويل مولات الميثان إلى كتلة ميثان. ولكي نحقِّق تلك العمليات بسرعة وبدقة أكبر، ندمج العلاقات الثلاث المطلوبة في عملية حسابية واحدة. كما أن الكتلة المولية لكل من الماء والميثان مطلوبة، فضلًا عن نسبة المولات بين H_2O و CH_4 في المعادلة الكيميائية الموزونة.

$$1\ \text{mole}\ H_2O = 18.02\ \text{g}\ H_2O$$
$$1\ \text{mole}\ CH_4 = 16.04\ \text{g}\ CH_4$$

النسبة المولية: $\dfrac{1\ \text{mole}\ CH_4}{2\ \text{moles}\ H_2O}$

نبدأ بالكمية المعطاة، كتلة الماء. ثم نحوِّل العلاقات الثلاث إلى عوامل تحويل، ونرتّبها حيث تُلغى الوحدات غير المرغوبة، وتبقى كتلة الميثان في بسط العملية الحسابية.

$$\text{كتلة غاز الميثان} = \frac{3.225\ \text{g}\ H_2O}{1}\left(\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18.01\ \text{g}\ H_2O}\right)\left(\frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{2\ \text{mol}\ H_2O}\right)\left(\frac{16.04\ \text{g}\ CH_4}{1\ \text{mol}\ CH_4}\right) = \boxed{1.436\ \text{g}\ CH_4}$$

مثال 16

ما حجم بخار الماء الناتج عند الظروف القياسية (STP)، عندما يتفاعل 45.90 L من غاز الأمونيا (NH_3) مع كمية وافرة من غاز الأكسجين، لإنتاج غاز أول أكسيد النيتروجين (NO) وبخار الماء؟

الحل

لاحظ أن هذا السؤال يطلب واحدًا من عدة تفاعلات مختلفة لاحتراق الأمونيا. حيث ينتج واحد من هذه التفاعلات $H_2O\ (g)$ و$N_2\ (g)$. أما التفاعل الآخر فينتج $H_2O\ (g)$ وثاني أكسيد النيتروجين $NO_2\ (g)$.

كما أن السؤال ينصّ على شروط الظروف القياسية STP، وأن المواد الأربع المتفاعلة هي غازات. ولكن لا يبيّن السؤال إن كانت جميع العناصر المتفاعلة الأخرى موجودة عند ظروف قياسية STP.

الخطوة رقم 1: اكتب المعادلة الكيميائية مع بيان حالة كل مادة.

$$NH_{3(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow NO_{(g)} + H_2O_{(g)}$$

الخطوة رقم 2: زن المعادلة باستخدام أصغر مُعامِلات عدد صحيح.

$$4\ NH_{3(g)} + 5\ O_{2(g)} \longrightarrow 4\ NO_{(g)} + 6\ H_2O_{(g)}$$

الخطوة رقم 3: حوِّل حجم الأمونيا المتفاعلة إلى حجم الماء الناتج. يمكن إجراء ذلك مباشرة باستخدام النسب المولية المساوية للنسب الحجمية، أي:

$$\frac{6\ \text{liters}\ H_2O}{4\ \text{liters}\ NH_3} \qquad 6L\ H_2O : 4L\ NH_3$$

ذلك أن المُركّبات جميعها في الحالة الغازية.

$$\text{حجم بخار الماء الناتج} = \frac{45.90\ \cancel{\text{liters}\ NH_3}}{1} \times \left(\frac{6\ \text{liters}\ H_2O}{4\ \cancel{\text{liters}\ NH_3}}\right) = \boxed{68.85\ L\ H_2O}$$

تقويم الدّرس 3-2

1. أي العبارات الآتية خطأ بخصوص نسبة المُعاملين في المعادلة الكيميائية الموزونة؟
   - a. تساوي نسبة مولات المُركَّبين.
   - b. تساوي نسبة غرامات المُركَّبين.
   - c. تساوي نسبة حجوم المُركَّبين عند الظروف العيارية STP إذا كانا كلاهما غازًا.
2. لماذا تُحدَّد مُعامِلات المعادلة الكيميائية؟
3. يُستخدَم الهيدرازين، N_2H_4، كوقود في الصواريخ، لأنه يطلق كمية كبيرة من الطاقة. يُحرَق الهيدرازين مع الأكسجين وفقًا للمعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:

$$N_2H_{4(\ell)} + O_{2(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

   - a. أعطِ ثلاث نسب مولات في المعادلة الموزونة لها القيمة 2.
   - b. ما كتلة الأكسجين اللازمة للتفاعل تمامًا مع 100 g من الهيدرازين N_2H_4؟
   - c. ما الحجم الإجمالي للغازات الناتجة عند الظروف القياسية STP التي تنتج عندما يُستهلَك لترٌ واحد من غاز الأكسجين؟
4. اشرح لماذا يمكن تغيير معاملات المعادلة الكيميائية عند إجراء الموازنة، ولا يمكن تغيير الأرقام السفلية في المُركَّبات.
5. أين توضع المُعامِلات في المعادلة الكيميائية الموزونة؟
6. إلامَ تشير الرموز (s) و (ℓ) و (g) و (aq) في المعادلة الكيميائية؟
7. يتفاعل فلزّ الخارصين (Zn) مع محلول حمض الهيدروكلوريك ($HC\ell$) لينتج غاز الهيدروجين ومحلول كلوريد الخارصين، وفقًا للمعادلة الموزونة الآتية:

$$Zn_{(s)} + 2HC\ell_{(aq)} \longrightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

احسب حجم غاز الهيدروجين المُنتَج عند الظروف القياسية STP لدى التفاعل الكلّي لِـ 30g من الخارصين.

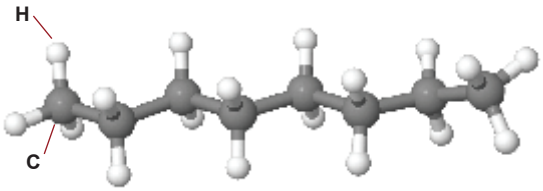
8. اشرح لماذا يمكن تغيير معاملات المعادلة الكيميائية عند إجراء الموازنة، ولا يمكن تغيير الأرقام السفلية في المُركَّبات.
9. يستخدم تفكُّك كلورات البوتاسيوم $KC\ell O_3$ كمصدر لغاز الأكسجين في المختبرات وفقًا للمعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:

$$2KC\ell O_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2KC\ell_{(aq)} + 3O_{2(g)}$$

   - a. ما عدد مولات كلورات البوتاسيوم اللازمة لإنتاج 15mol من الأكسجين؟
   - b. ما حجم غاز الأكسجين الناتج عند الظروف القياسية STP؟

الدّرس 3-3
الصّيغة الأوليّة والصّيغة الجُزيئية
Empirical and Chemical Formulae

يُعدّ الأوكتان واحدًا من مشتقّات البترول القيّمة، وهو يتكوّن من جُزيئات تحتوي على 8 ذرّات كربون و18 ذرّة هيدروجين، وصيغته الجُزيئية C_8H_{18}، كما هو مبيَّن في **الشكل 3-22**.



الشكل 3-22 جُزيء الأوكتان.

يتم الحصول على الأوكتان بتكرير البترول في مصفاة نفط مشابهة لتلك المبيّنة في **الشكل 3-23**. ويعد الأوكتان واحدًا من المُكوِّنات الرئيسة للبترول، يُنتج في هيئة سلسلة مستقيمة أو متفرّعة.

الشكل 3-23 إحدى مصافي النفط في دولة قطر.

في المختبرات التحليليّة، يتم تحليل المُركّب الكيميائيّ للحصول على نسبة ذرّات العناصر بعضها إلى بعض؛ وبالتالي تحديد الصيغة الجزيئية لهذا المُركّب. فعند تحليل عيّنة نقية من الأوكتان للحصول على صيغته الجزيئية، نجد أن نسبة ذرّات الكربون إلى ذرّات الهيدروجين تساوي 9:4. لاحظ أن هذه النسبة لا تمثّل العدد الفعلي للذرّات المكونة لجُزيء الأوكتان. ذلك أن النسبة الفعلية مهمّة للغاية؛ لأنها تحدِّد الخليط المناسب بين الوقود والهواء الموجود في أي محرِّك يعمل على أحد مشتقات البترول. فنظام حقن الوقود الموجود في أي محرّك يدمج كل جرام من الأوكتان مع 16.8 g من الهواء الذي يحتوي على 3.5 g من الأكسجين. وتكون المعادلة الكيميائية الموزونة لهذا التفاعل على النحو الآتي:

$$2C_8H_{18} + 25O_2 \rightarrow 16CO_2 + 18H_2O$$

هل يحسب حاسوب محرِّك السيارة عدد ذرات الوقود اللازمة؟ وكيف يحصل حاسوب المحرّك على الكمّيات المناسبة بالجرامات من الوقود والهواء عن طريق المعادلة الكيميائية الموزونة؟ هذان السؤالان، وسواهما ستتمّ الإجابة عنها، عندما تتعلّم كيفية تطبيق النظريات الكيميائية على تفاعلات تحدث في الواقع.

مخرجات التّعلُّم

C1103.1 يحسب الصيغة الأوليّة والصّيغة الجزيئيّة باستخدام بيانات لتفاعل الاحتراق أو التركيب الكتلي.

المفردات

Empirical formula	الصيّغة الأوليّة
Chemical formula	الصيّغة الكيميائيّة
Molecular formula	الصيّغة الجُزيئيّة
Percentage composition	النسبة المئويّة للتركيب
Mass spectrometer	مطياف الكتلة

الصّيغة الأوّليّة

عند دراسة تركيب مادة جديدة أو اكتشافها، يجري تحليلها كمّيًّا لإظهار النسبة المئوية للتركيب. ومن هذه النسبة يجري تحديد الصيغة الأوليّة. تتألّف **الصيغة الأولية Empirical formula** من رموز العناصر المكوّنة لمُركّب معيَّن مع أرقام سفلية تظهر أبسط النسب الموليّة القائمة بين أعداد ذرّات هذه العناصر. فالنسبة 18:8 لذرّات الكربون إلى ذرّات الهيدروجين التي يتضمّنها الأوكتان (C_8H_{18}) ليست صيغته الأولية؛ لأنها ليست أصغر نسبة عددية صحيحة. فكلا العددين (8)، و(18) يمكن قسمتهما على (2) للحصول على أصغر نسبة عددية صحيحة، وهي 9:4. لذا تكون الصيغة C_4H_9 هي الصيغة الأولية للأوكتان.

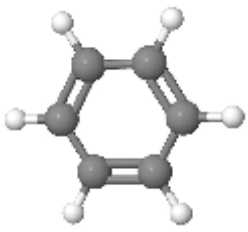
الصيغة الأولية هي أبسط نسبة عددية صحيحة لمختلف الذرّات التي يتضمّنها مُركّب ما.

تعدّ الصيغة الأولية مهمّة للغاية؛ لأن التجارب العملية التي يمكن من خلالها تحديد مركّب مجهول تعطينا الصيغة الأولية له فقط، ولا تخبرنا عن صيغته الكيميائية. **فالصيغة الكيميائية Chemical formula** تدل على العدد النسبي لكل نوع من الذرّات الموجودة في المركّب الكيميائيّ. وغالبًا ما تكون الصيغة الأولية مختلفة تمامًا عن الصيغة الجزيئية. تمثّل الصيغة الكيميائيّة للمركّب الأيّوني في النسبة الأبسط من الأيونات الموجبة والأيونات السالبة في المُركّب، بينما تُعرف الصيغة الكيميائيّة للمركّبات التساهميّة **بالصيغة الجزيئيّة Molecular formula** التي تبيِّن عدد الذرّات الفعلي ونوعها في الجزيء. يبيّن الجدول **3-1** قائمة ببعض المواد الكيميائية وصيغها الجزيئيّة والأولية.

الجدول 3-1 الصيغ الجزيئيّة مقابل الصيغ الأوليّة لبعض المواد الكيميائيّة.

اسم المركّب	الصّيغة الجزيئيّة	الصّيغة الأوليّة
ميثان	CH_4	CH_4
إيثان	C_2H_6	CH_3
إيثيلين	C_2H_4	CH_2
بروبان	C_3H_8	C_3H_8
بروبين	C_3H_6	CH_2
بيوتان	C_4H_{10}	C_2H_5

فالمركّب الكيميائيّ البنزين المبيّن في **الشكل 3-24**، يعدّ واحدًا من مشتقّات البترول، وصيغته الجزيئية هي C_6H_6، ونسبة ذرّات الكربون إلى ذرّات الهيدروجين فيه تساوي 6:6، ويمكن اختصارها إلى أصغر نسبة عددية صحيحة لتصبح 1:1، لذا فإن الصيغة الأولية للبنزين هي CH. لاحظ أن هناك صيغًا جزيئية لبعض المُركّبات تكون مشابهة تمامًا لصيغها الأوّلية، مثل الميثان والبروبان. ولاحظ أيضًا أن هناك صيغًا جزيئية لمُركّبات مختلفة لها صيغ أولية متشابهة، مثل الإيثيلين والبروبين. في الواقع، قد تكون إحدى الصيغ الأوّلية هي نفسها لكثير من المُركّبات المختلفة.



C_6H_6

الشكل 3-24 جزيء البنزين.

سؤال للمناقشة

ما الصيغة الأولية لحمض الأسيتيك ذي الصيغة الجزيئية CH_3COOH؟

تحديد الصيغة الأوّلية من النسبة المئوية للتركيب

غالبًا ما يترتّب على الكيميائيين تطوير مركّبات جديدة لمختلف القطاعات الصناعية والطبّية والاستخدامات المنزلية. فبعد أن يُنتج الكيميائيّ مركّبًا جديدًا، على الكيميائيّ التحليلي مسؤولية تحليل المركّب لتحديد عناصره والنسب المئويّة لتركيبه، ذلك أن **النسبة المئوية للتركيب Percantage composition** هي النسبة المئوية لكتلة كل عنصر في المُركّب.

$$\text{النسبة المئويّة للعنصر في المُركّب} = \frac{\text{كتلة العنصر في مول واحد من المُركّب}}{\text{الكتلة المولية للمُركّب}} \times 100$$

غالبًا ما تكون أول خطوة لتحديد مكوّنات مركّب مجهول هي فحص عيّنة منه باستخدام جهاز يُسمّى **مطياف الكتلة Mass spectrometer**، المبيَّن في **الشكل 3-25**، وهو جهاز يحدِّد نسبة تركيب العناصر بوساطة الكتلة لمادة نقية مجهولة. لتحديد الصيغة الأولية لهذا المركّب، لا بُدّ من الحصول على نسب العناصر بعضها إلى بعض، وذلك عن طريق النسبة المئوية بالكتلة للعناصر المكوّنة له. مثلًا، توجد مادة، نسبة كتلة الهيدروجين المئوية فيها تساوي 14.4%، وتُساوي نسبة كتلة الكربون المئوية فيها 85.6%.

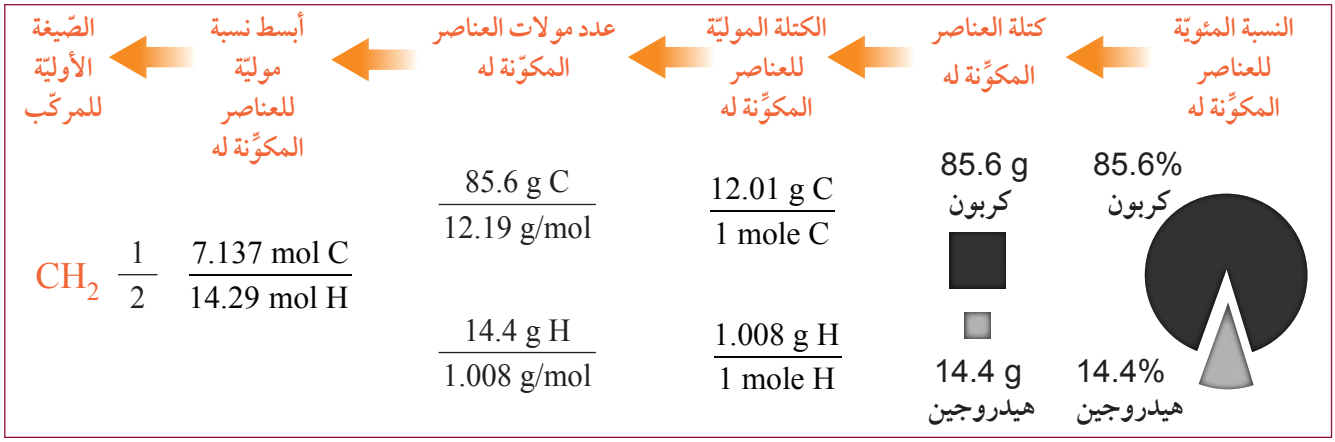
الشكل 3-25 جهاز مطياف الكتلة.

تذكّر أن الكتلة المولية لأي عنصر هي كتلة مول واحد بالجرامات من ذرّات ذلك العنصر، وهي:

$$M_H = 1.008 \text{ g/ mol}$$

و $M_C = 12.01 \text{ g/mol}$

تُستخدم الكتلة المولية لتحويل نسبة الكتلة للعناصر المكوّنة للمركّب إلى نسبة الذرّات الموجودة في مولات من هذا المُركّب. وبمجرد تحديد النسبة المولية للمُركّب، تُختَصر إلى أصغر نسبة عددية صحيحة، ويُعبَّر عنها بالصيغة الأوّلية.



الشكل 3-26 خارطة حسابات لإيجاد الصيغة الأولية لمُركّب من بيانات كتلة العناصر المكوِّنة له.

مثال 17

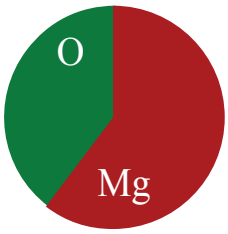
كتلة عيّنة من مُركَّب كيميائي، مكوّن من المغنيسيوم والأكسجين فقط، تساوي 13.60g. تعرّضت هذه العيّنة للتفكُّك فأنتجت 5.40g من الأكسجين. ما النسبة المئوية لتركيب عناصر هذا المُركَّب؟

الإجابة

حدِّد كتلة كل عنصر في هذا المُركَّب. تبلغ كتلته الكلّية 13.60g، وكتلة الأكسجين 5.40 g ، وبالتالي تتحدَّد

كتلة المغنيسيوم = 13.60 g − 5.40 g = 8.20g

$$\text{النسبة المئوية لكتلة العنصر} = \frac{\text{كتلة العنصر في العيّنة}}{\text{كتلة عيّنة المُركّب}} \times 100$$



$$\text{النسبة المئوية لكتلة Mg} = \frac{8.20\text{g} \times 100}{13.60\text{g}} = 60.3\%\text{Mg}$$

$$\text{النسبة المئوية لكتلة O} = \frac{5.40\text{g} \times 100}{13.60\text{g}} = 39.7\%\text{O}$$

مثال 18

اكتب الصيغة الأوَّلية لكل من المُركّبات الآتية:

a. H_2O_2
b. $C_6H_{12}O_6$
c. C_6H_{14}
d. $C_6H_4C\ell_2$
e. C_5H_8
f. $C_4H_8Br_2$

الإجابات

a. النسبة 2:2 يمكن اختصارها إلى النسبة 1:1. لذا تكون الصيغة الأوَّلية في هيئة HO.

b. النسبة 6:12:6 يمكن اختصارها إلى النسبة 1:2:1، لذا تكون الصيغة الأوَّلية في هيئة CH_2O.

c. النسبة 6:14 يمكن اختصارها إلى النسبة 3:7، لذا تكون الصيغة الأوَّلية في هيئة C_3H_7.

d. النسبة 6:4:2 يمكن اختصارها إلى النسبة 3:2:1، لذا تكون الصيغة الأوَّلية في هيئة C_3H_2Cl.

e. النسبة 5:8 لا يمكن اختصارها إلى نسبة عدد صحيح أبسط منها، لذا تكون الصيغة الأوَّلية في هيئة C_5H_8.

f. النسبة 4:8:2 يمكن اختصارها إلى النسبة 2:4:1، لذا تكون الصيغة الأوَّلية في هيئة C_2H_4Br.

مثال 19

مادة مجهولة جرى تحليلها، فوُجِد أنها تتكوَّن من 85.63% كربون، و14.37% هيدروجين. حدِّد الصيغة الأولية لهذه المادة.

الخطوة 1: حوِّل النسبة المئوية إلى كتلة بالجرامات.

افترض أن لديك 100 g من هذه المادة. لذا تكون النسب المئوية هي نفسها قيم الكتلة بالجرامات، أي إن لديك 85.63 g كربون، و14.37 g هيدروجين من 100 g للمادة المجهولة.

الخطوة 2: حوِّل الكتلة بالجرامات إلى مولات: عدد المولات = $\frac{\text{كتلة العنصر (g)}}{\text{الكتلة المولية (g /mol)}}$

الخطوة 3: اختصر النسب المولية للذرّات إلى أصغر نسبة عدد صحيح.

تجري هذه الخطوة بقسمة قيمة المولات على أصغر قيمة مول موجودة في النسب الناتجة.

جدول الحل:

		C	H
الخطوة 1	النسبة المئوية	85.63%	14.37%
	الكتلة	85.63 g	14.37 g
	الكتلة المولية	12.01 g/mol	1.008 g/mol
الخطوة 2	عدد المولات	$\frac{85.63\ \text{g}}{12.01\ \text{g/mol}} = 7.130\ \text{mol}$	$\frac{14.37\ \text{mol}}{1.008\ \text{g/mol}} = 14.26\ \text{mol}$
الخطوة 3	نسبة عدد المولات بالقسمة على أقل عدد مولات	$\frac{7.130\ \text{mol}}{7.130\ \text{mol}} = 1$	$\frac{14.26\ \text{mol}}{7.130\ \text{mol}} = 2$
	الصيغة الأولية CH_2		

تبيّن النسبة المولية 1:2 العلاقة بين ذرّات الكربون وذرّات الهيدروجين. لذا تكون الصيغة الأوّلية لهذه المادة CH_2.

تحليل بيانات لتحديد الصيغة الأولية

تنطوي معظم البيانات المخبرية، على أخطاء في القياسات، لا يمكن تجنُّبها.

1. استخدم أقرب عدد صحيح للعدد. فإذا كانت قيمة النسبة المولية 3.07، مثلًا، يمكن اعتبارها 3.

2. لكن عندما لا تكون قيمة النسبة قريبة من العدد الصحيح، فسوف تكون هنالك خطوة حل إضافية يجب مراعاتها لحساب النسبة بوصفها أصغر عدد صحيح. وهذه المسألة مُعالَجة في المثال الآتي:

مثال 20

يظهر تحليل عيّنة من مركَّب أنه يحتوي على فوسفور وأكسجين فقط، وأن نسبة كتلة الفوسفور المئوية فيه تساوي 43.67% ونسبة كتلة الأكسجين المئوية فيه تساوي 56.33%. حدِّد الصيغة الأولية لهذا المُركَّب:

الخطوة 1: حوّل النسبة المئوية إلى كتلة بالجرامات.

الخطوة 2: حوّل الكتلة بالجرامات إلى مولات.

الخطوة 3: اختصر النسب المولية للذرّات إلى أصغر نسبة عددية صحيحة.

الخطوة 4: إذا لم تَكن النسبة المولية عددًا صحيحًا، نضرب كل عدد في النسبة في مُعامِل ليصبح عددًا صحيحًا.

		P	O
الخطوة 1	النسبة المئوية	43.67%	56.33%
	الكتلة	43.67 g	56.33 g
	الكتلة المولية	30.974 g/mol	15.999 g/mol
الخطوة 2	عدد المولات	$\frac{43.67\ g}{30.97 g/mol} = 1.41\ mol$	$\frac{56.33\ mol}{15.999\ g/mol} = 3.52$
الخطوة 3	نسبة عدد المولات بالقسمة على أقل عدد مولات	$\frac{1.41}{1.41} = 1$	$\frac{3.52}{1.41} = 2.49$
الخطوة 4	تصحيح النسبة المولية	1×2	2.49×2≃5
الصيغة الأولية P_2O_5			

لاحظ أنّ النسبة المولية للأكسجين ليست عددًا صحيحًا. لكن إذا ضربنا عددًا في النسبة في 2، يصبح عدد مولات الأكسجين 4.994 الذي يُقرّب إلى 5 mol. وبذلك تصبح نسبة ذرّات الفوسفور إلى ذرّات الأكسجين 2:5 وتصبح الصيغة الأولية للمُركَّب P_2O_5.

تحديد الصيغة الجُزيئية

كي نحَدّد الصيغة الجزيئية الصحيحة لمركَّب ما، نحتاج إلى نوع إضافي آخر من البيانات، هو الكتلة المولية للمركَّب. تُحدَّد الكتلة المولية لأي مركّب باستخدام طرائق مختلفة ومتنوعة، وتحدّد في أكثر الأحيان من خلال بيانات عملية.

تمثِّل الصيغة الجزيئية لأي مركَّب مضاعفات العدد الصحيح للصيغة الأوّلية. يمكن كتابة العلاقة بين الصيغة الأولية لمُركّب وصيغته الجُزيئية كما يأتي:

$$\text{الصيغة الجزيئية} = n \times (\text{الصيغة الأولية})$$

الرمز n هو رقم صحيح يمثل عدد المرّات التي تضاعفت بها الأرقام السفلية في الصيغة الأولية للحصول على الصيغة الجُزيئية (قيمة n تساوي أحيانًا 1) والكتل المولية للصيغ لها العلاقة نفسها:

$$\text{الكتلة المولية للصيغة الجزيئية} = n \times (\text{الكتلة المولية للصيغة الأولية})$$

هذا يعني أن الكتلة المولية للمُركّب، هي أيضًا تمثّل مضاعفات العدد الصحيح للكتلة المولية لصيغة ذلك المركّب الأوّلية.

مثال 21

إذا علمت أن الكتلة المولية لأحد المُركَّبات معلومة، وتساوي 28.05 g/mol، وصيغته الأولية CH_2. ما الصيغة الجزيئيّة لهذا المركّب؟

الحل

$$\text{C: } (1\text{ mol}) \times (12.01\text{ g/mol}) = 12.01\text{ g}$$

$$\text{H: } (2\text{ mol}) \times (1.008\text{ g/mol}) = 2.016\text{ g}$$

$$CH_2\text{: } (1\text{ mol}) \quad \text{الكتلة المولية للصيغة الأولية} = 14.03\text{ g}$$

الآن، اقسم الكتلة المولية المُعطاة للمُركَّب على الكتلة المولية للصيغة الأوَّلية:

$$n = \frac{\text{الكتلة المولية للصيغة الجزيئية}}{\text{الكتلة المولية للصيغة الأولية}} = \frac{28.05\text{ g}}{14.03\text{ g}} \approx 2$$

وفي النهاية، اضرب نسبة الصيغة الأولية في العدد الصحيح الناتج من عملية القسمة السابقة، لتحصل على النسبة الصحيحة للصيغة الجُزيئيّة: الصيغة الجزيئية = (الصيغة الأولية) × 2

$$2\ (CH_2) = C_2H_4$$

بذلك، تكون الصيغة الجُزيئيّة للمُركَّب في هيئة C_2H_4.

مثال 22

حدّد الصيغة الأولية، والصيغة الجُزيئيّة، لمادة تتكوّن من 24.27% من كتلتها كربون، و4.074% من كتلتها هيدروجين، و71.66% من كتلتها كلور، وكتلتها المولية تساوي 98.96 g/mol.

الحل

أوّلًا: تحديد الصيغة الأوّليّة:

بدأ بالكتل 24.27 g من الكربون (C)، و4.074 g من الهيدروجين (H)، و71.66 g من الكلور (Cℓ)، ثم حوِّلها إلى مولات:

		C	H	Cℓ
الخطوة 1	النسبة المئوية	24.27%	4.074%	71.66%
	كتلة (g)	24.27 g	4.074 g	71.66 g
	الكتلة المولية	12.01 g/mol	1.008 g/mol	35.453 g/mol
الخطوة 2	عدد المولات	$\frac{24.27}{12.01} = 2.021$	$\frac{4.07}{1.008} = 4.042$	$\frac{71.66}{35.453} = 2.021$
الخطوة 3	نسبة عدد المولات بالقسمة على أقل عدد من المولات	$\frac{2.021}{2.021} = 1$	$\frac{4.07}{2.021} = 2.021 \simeq 2$	$\frac{2.021}{2.021} = 1$
الصيغة الأولية $CH_2C\ell$				

ثانيًا: تحديد الصيغة الجزيئيّة:

الصيغة الأوّلية للمادة هي $CH_2C\ell$، الكتلة المولية لهذه الصيغة:

$$\text{الكتلة المولية لـ } CH_2C\ell = 1 \times (12.01) + 1 \times (35.45) + 2\,(1.0089) = 49.476 \text{g/mol}$$

$$\text{النسبة n} = \frac{\text{الكتلة المولية للصيغة الجزيئية}}{\text{الكتلة المولية للصيغة الأولية}}$$

$$n = \frac{98.96}{49.476} \simeq 2$$

الصيغة الجزيئية = الصيغة الأولية × n

$$2 \times (CH_2C\ell) = C_2H_4C\ell_2$$

عندها، تكون الصيغة الجزيئية للمُركَّب في صورة $C_2H_4C\ell_2$.

مثال 23

التحليل المخبري لمُركَّب مجهول وجد أنه يتكوّن من 47.1% من كتلته أكسجين، و 22.5% من كتلته صوديوم، و 30.4% من كتلته فوسفور. تم تبخير هذا المركّب إلى غاز. ومن معلومات الحجم تم تحديد أن الكتلة المولية لهذا المركّب هي 310 g/mol.

a. حدِّد الصيغة الأوَّلية لهذا المركّب.

b. استنتج صيغته الجزيئية.

الحل

أوّلًا: حساب الصيغة الأوّليّة

ابدأ بتحويل النسب المئوية إلى كتل، ثم حوِّل الكتل إلى عدد مولات.

		Na	P	O
الخطوة 1	النسبة المئوية	22.5%	30.4%	47.1%
	كتلة العنصر (g)	22.5g	30.4g	47.1g
	الكتلة المولية	22.99 g/mol	30.979 g/mol	15.999 g/mol
الخطوة 2	عدد المولات	$\frac{22.5}{22.99} = 0.9787$	$\frac{30.4}{30.979} = 0.9816$	$\frac{47.1}{15.999} = 2.946$
الخطوة 3	نسبة عدد المولات بالقسمة على أقل عدد من المولات	$\frac{0.9787}{0.9787} = 1$	$\frac{0.9816}{0.9887} \simeq 1$	$\frac{2.946}{0.9787} \simeq 3$
الصيغة الأولية $NaPO_3$				

ثانيًا: حساب الصيغة الجزيئيّة:

الصيغة الأوّلية للمادة هي $NaPO_3$، الكتلة المولية لهذه الصيغة:

$$\text{الكتلة المولية لـ } NaPO_3 = 1 \times (22.99) + 1 \times (30.97) + 3 \times (15.999) = 101.96 \text{g/mol}$$

$$\text{النسبة n} = \frac{\text{الكتلة المولية للصيغة الجزيئية}}{\text{الكتلة المولية للصيغة الأولية}}$$

$$n = \frac{310}{101.96} \simeq 3$$

وبالتالي فإن الصيغة الجزيئية = الصيغة الأولية × 3

$$3 \times (NaPO_3) = Na_3P_3O_9$$

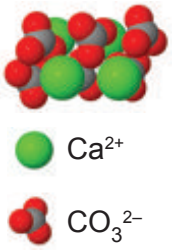
وهذا المُركَّب يسمى ثلاثي ميتافوسفات الصوديوم. ذا الصيغة الجزيئية $Na_3P_3O_9$

تحديد النسبة المئوية للعناصر في المُركّب

توجد طريقة حسابات أخرى مفيدة وفعّالة تُستخدم في الكيمياء، ألا وهي تحديد النسبة المئوية لعناصر أي مادة من خلال الصيغة الأولية المعلومة لتلك المادة. وهذه الطريقة في الحسابات مشابهة لطريقة حساب الصيغة الأولية، ولكنها معاكسة لها. افترض أن لديك المركَّب الأيوني كربونات الكالسيوم ($CaCO_3$)، والذي تستخدمه الكائنات البحرية لبناء أصداف لها، والذي يُعدّ مكوّنًا أساسيًا في الحجر الجيري.

الصّيغة الكيميائيّة ← عدد المولات ← الكتل المولية ← كتل المكوِّنات

$CaCO_3$



عدد المولات	الكتل المولية	كتل المكوِّنات
1 mole Ca	$\frac{40.08\ g\ Ca}{1\ mole\ Ca}$	$\frac{1\ mol}{1} \times \left(\frac{40.08\ g\ Ca}{1\ mol\ Ca}\right) = 40.08\ g\ Ca$
1 mole C	$\frac{12.01\ g\ C}{1\ mole\ C}$	$\frac{1\ mol}{1} \times \left(\frac{12.01\ g\ C}{1\ mol\ C}\right) = 12.01\ g\ C$
3 moles O	$\frac{15.999g\ O}{1\ mole\ O}$	$\frac{3\ mol}{1} \times \left(\frac{15.999gO}{1\ mol\ O}\right) = 47.997\ gO$

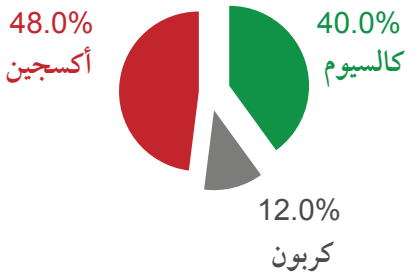
$100.087g\ CaCO_3$

النسبة المئويّة للمكوّنات = $100 \times \frac{\text{كتلة العنصر}}{\text{كتلة المركّب الكلية}}$

$$\frac{40.08\ g\ Ca \times 100}{100.087\ g\ CaCO_3} = 40.046\ \%\ Ca$$

$$\frac{12.01\ g\ C \times 100}{100.087g\ CaCO_3} = 11.999\ \%\ C$$

$$\frac{47.997\ g\ O \times 100}{100.087\ g\ CaCO_3} = 47.955\ \%\ O$$



مثال 24

المصدر الرئيس للألومنيوم هو البوكسايت، وهو خام يحتوي على المُركَّب $A\ell(OH)_3$. ما النسبة المئوية الكتلية للألومنيوم الموجودة في هذا المُركَّب؟

الحل

$$\frac{1\ \cancel{mol}}{1} \times \left(\frac{26.98\ g\ Al}{1\ \cancel{mol\ Al}}\right) = 26.98\ g\ Al$$

$$\frac{3\ \cancel{mol}}{1} \times \left(\frac{1.008\ g\ H}{1\ \cancel{mol\ H}}\right) = 3.024\ g\ H$$

$$\frac{3\ \cancel{mol}}{1} \times \left(\frac{16.00\ g\ O}{1\ \cancel{mol\ O}}\right) = 48.00\ g\ O$$

الكتلة المولية للمُركَّب $A\ell(OH)_3$ تساوي 78.00 g/mol. أما النسبة المئوية للألومنيوم، فتساوي كتلة الألومنيوم مقسومة على الكتلة المولية للمُركَّب مضروبة في 100.

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة للألومنيوم} = \frac{26.98\ g\ Al \times 100}{78.00\ g\ Al(OH)_3} = \boxed{34.6\%\ Al}$$

تحديد الصيغة الجُزيئيّة من تحليل نواتج عملية الاحتراق

يمكن تحديد الصيغة الأوَّلية للمُركَّبات من خلال البيانات التي جُمعت من تفاعلات الاحتراق. ففي تفاعل الاحتراق، يتفاعل الأكسجين مع المُركَّب المُسمّى «الوقود». وتكون نواتج عملية الاحتراق الكامل لأي مُركَّب هيدروكربوني، هي ثاني أكسيد الكربون والماء. وفقًا للمعادلة العامة غير الموزونة:

$$C_xH_y + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

على سبيل المثال غاز البيوتان المُستخرَج من النفط. يستخدم البيوتان وقودًا في الأفران المنزلية في بعض الدول العربية، كما يبين **الشكل 3-26.** ينتج من الاحتراق الكامل لغاز البيوتان غاز ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء، ويطلق هذا التفاعل طاقة حرارية.

الشكل 3-25 جُزيء البيوتان وهو غاز يستخدم كمصدر طاقة في الأفران المنزلية.

في عملية احتراق كامل 29.06g من غاز البيوتان ينتج 88.02g من غاز ثاني أكسيد الكربون، و45.04g من بخار الماء. علمًا أن الكتلة الجُزيئية لهذا المُركَّب هي 58.129g/mol.

كيف يمكننا تحديد الصيغتين الأولية والجُزيئية لهذا المُركَّب من بيانات عملية الاحتراق؟

الخطوة 1: كتابة معادلة كيميائية لتفاعل الاحتراق، حيث تكون الأرقام السفلية (مُعامِلات العناصر في المركّب) مجهولة، ويُعبَّر عنها بالرمزين x و y.

$$C_xH_y + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

الخطوة 2:

- ذرّات الكربون جميعها تنتج في هيئة CO_2، وكتلتها المولية 44.01g/mol. لذا تستخدم كمية CO_2 لحساب كتلة الكربون في عيّنة البيوتان.
- ذرّات الهيدروجين جميعها تنتج في هيئة H_2O، وكتلتها المولية 18.02g/mol. لذا تستخدم كمية H_2O لحساب كتلة الهيدروجين في عيّنة البيوتان.

جدول حساب الصيغة الأولية والصيغة الجُزيئية من تحليل نواتج عملية الاحتراق

	C	H
احسب كتلة العنصر من ناتج الاحتراق	$\frac{\text{كتلة } CO_2}{1} \times \frac{\text{الكتلة المولية C}}{\text{الكتلة المولية } CO_2} = \text{كتلة C}$ $\frac{88.02gCO_2}{1} \times \frac{12.01gC}{44.01gCO_2} = 24.02gC$	$\frac{\text{كتلة } H_2O}{1} \times \frac{\text{الكتلة المولية H}}{\text{الكتلة المولية } H_2O} = \text{كتلة H}$ $\frac{45.04gH_2O}{1} \times \frac{2.016gH}{18.02gH_2O} = 5.038gH$
احسب عدد مولات كل عنصر	$\frac{\text{كتلة C}}{\text{الكتلة المولية C}} = \frac{24.02}{12.01} = 2.00mol$	$\frac{\text{كتلة H}}{\text{الكتلة المولية H}} = \frac{5.038gH}{1.008gH} = 4.998molH$
احسب نسبة عدد المولات بالقسمة على أقل عدد مولات	$\frac{2.00}{2.00} = 1$	$\frac{4.998}{2.00} = 2.5$
تصحيح النسبة المولية	$1 \times 2 = 2$	$2.5 \times 2 = 5$
الصيغة الأولية	C_2H_5	

الصيغة الأوّلية للمادة هي C_2H_5، والكتلة المولية لهذه الصيغة:

$$\text{الكتلة المولية } C_2H_5 = 2\times(12.01)+5\times(1.008)=29.06g/mol$$

$$\text{النسبة n} = \frac{\text{الكتلة المولية للصيغة الجزيئية}}{\text{الكتلة المولية للصيغة الأولية}}$$

$$n = \frac{58.12}{29.06} = 2$$

الصيغة الجُزيئية = (الصيغة الأولية) × n

$$n \times [C_2H_5] = C_4H_{10}$$

الصيغة الجُزيئية للبيوتان = C_4H_{10}

تحليل نواتج عملية الاحتراق لمُركَّبات تحتوي على الكربون والهيدروجين والنيتروجين

الأنيلين مُركَّب يتكوَّن من الكربون، والهيدروجين، والنيتروجين فقط. ينتج هذا المُركَّب من البنزين الذي بدوره يُعدّ مُركّبًا مشتقًّا من البترول. ويُستخدم مُركَّب الأنيلين في تصنيع العديد من المنتجات المختلفة، مثل رغوة البولي يوريثان **الشكل (3-27)**. وينتج من احتراق الأنيلين ثاني أكسيد الكربون، والماء، وغاز النيتروجين.

الشكل 3-25 جُزيء الأنيلين، ورغوة البولي يوريثان، يستخدمان في عملية البناء، بوصفهما مادتين عازلتين.

افترض أن لديك 15.00 g من الأنيلين الذي يمتلك كتلة مولية تساوي 93.13 g/mol. تتعرَّض هذه الكمية لعملية احتراق كامل، وينتج منها 42.53 g من ثاني أكسيد الكربون، و10.16 g من الماء، و2.256 g من غاز النيتروجين. كيف يمكننا تحديد الصيغتين الأولية والجُزيئية لمُركَّب الأنيلين من بيانات عملية الاحتراق السابقة؟

تتمثل الخطوة الأولى في كتابة معادلة كيميائية لتفاعل الاحتراق، حيث تكون الأرقام السفلية (مُعامِلات العناصر في المُركَّب) مجهولة، ويُعبَّر عنها بالرموز x، وy، وz، كما يبيّن **الشكل (3-29)**، ومفتاح استخدام بيانات عملية الاحتراق هو تحديد مصدر العناصر جميعها في التفاعل، وأين أصبحت في النواتج. لاحظ أن ذرّات الكربون جميعها ربما نتجت في مُركَّب ثاني أكسيد الكربون، وذرّات الهيدروجين جميعها أصبحت في مركَّب الماء، وذرّات النيتروجين أصبحت في هيئة غاز نيتروجين. انظر **الشكل 3-29**.

$$C_xH_yN_z + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + N_2$$

الشكل 3-25 الاحتراق الكامل لوقود يحتوي على كربون، وهيدروجين، ونيتروجين.

تفسير نواتج الاحتراق

نحتاج إلى تحديد كتل الكربون، والهيدروجين، والنيتروجين الموجودة في عيّنة الأنيلين، من بيانات عملية الاحتراق.

1. ذرّات النيتروجين جميعها تنتج في هيئة N_2 وكتلتها المولية (28.01 g/mol). لذا نستخدم كمية N_2 لحساب كتلة النيتروجين الموجودة في عيّنة الأنيلين.
2. ذرّات الكربون جميعها تنتج في هيئة CO_2 وكتلتها المولية (44.01 g/mol). لذا نستخدم كمية CO_2 لحساب كتلة الكربون الموجودة في عيّنة الأنيلين.
3. ذرّات الهيدروجين جميعها تنتج في هيئة H_2O وكتلتها المولية (18.02 g/mol). لذا نستخدم كمية الماء لحساب كتلة الهيدروجين الموجودة في عيّنة الأنيلين.

جدول حساب الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية

C	H	N
احسب كتلة العنصر من كمية النواتج		
كتلة C = $\frac{\text{كتلة } CO_2}{1} \times \frac{\text{الكتلة المولية C}}{\text{الكتلة المولية } CO_2}$ $\frac{42.53gCO_2}{1} \times \frac{12.01gC}{44.01gCO_2} = 11.606gC$	كتلة H = $\frac{\text{كتلة } H_2O}{1} \times \frac{\text{الكتلة المولية H}}{\text{الكتلة المولية } H_2O}$ $\frac{10.16gH_2O}{1} \times \frac{2.016gH}{18.02gH_2O} = 1.137gH$	كتلة N = $\frac{\text{كتلة } N_2}{1} \times \frac{\text{الكتلة المولية } N_2}{\text{الكتلة المولية } N_2}$ $\frac{2.256gN_2}{1} \times \frac{28.016gN}{28.01gN_2} = 2.256gN$
احسب عدد مولات كل عنصر		
$\frac{\text{الكتلة C}}{\text{الكتلة المولية C}}$ $\frac{11.606gC}{12.01g/molC} = 0.9664molC$	$\frac{\text{الكتلة H}}{\text{الكتلة المولية H}}$ $\frac{1.137gH}{1.008g/molH} = 1.128g/molH$	$\frac{\text{الكتلة N}}{\text{الكتلة المولية N}}$ $\frac{2.256gN}{14.01g/molN} = 0.1610molN$
احسب نسبة عدد المولات بالقسمة على أقل عدد مولات		
$\frac{0.9664molC}{0.1610molN} = 6$	$\frac{1.128molH}{0.1610molN} = 7$	$\frac{0.1610molN}{0.1610molN} = 1$
الصيغة الأولية	C_6H_7N	

الكتلة المولية للصيغة الأولية = $6\times(12.01)+7\times(1.008)+1\times(14.01) = 93.12g/mol$

الكتلة المولية للصيغة الجُزيئية = (الكتلة المولية للصيغة الأولية) × n

$$n = \frac{93.12g/mol}{93.12g/mol} = 1$$

الصيغة الجُزيئية = الصيغة الأولية × 1

الصيغة الجُزيئية = C_6H_7N

مثال 25

$$C_xH_yN_z + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + N_2$$

في تفاعل الاحتراق المبيّن أعلاه، حدِّد الصيغة الأوّلية والصيغة الجُزيئية للمادة المتفاعلة المجهولة التي لها كتلة موليّة تساوي 123.5 g/mol، والتي تُنتج عند احتراق 8.055 g منها 81.55 g من ثاني أكسيد الكربون، و25.04 g من الماء، و12.98 g من النيتروجين.

الحل

C	H	N
احسب عدد مولات العناصر الموجودة في المركّب باستخدام كتل نواتج الاحتراق		
عدد مولات C = كتلة CO_2 / 1 × 1molC / الكتلة المولية CO_2 $\frac{81.55gC}{1}\times\frac{1molC}{44.01gCO_2}=1.853molC$	عدد مولات H = كتلة H_2O / 1 × 2molH / الكتلة المولية H_2O $\frac{25.04gH_2O}{1}\times\frac{2molH}{18.02gH_2O}=2.779molH$	عدد مولات N = كتلة N2 / 1 × 2molN / الكتلة المولية N2 $\frac{12.98gN2}{1}\times\frac{2molN}{28.01gN2}=0.9265molN$
احسب نسبة عدد المولات بالقسمة على أقل عدد مولات		
$\frac{1.853molC}{0.9265molN}=2$	$\frac{2.779molH}{0.9265molN}=3$	$\frac{0.9265molN}{0.9265molN}=1$
الصيغة الأوّلية	C_2H_3N	

الكتلة المولية للصيغة الأوّلية = $2\times(12.01)+3\times(1.008)+1\times(14.01) = 41.05g/mol$

الكتلة المولية للصيغة الجُزيئية = (الكتلة المولية الصيغة الأوّلية) × n

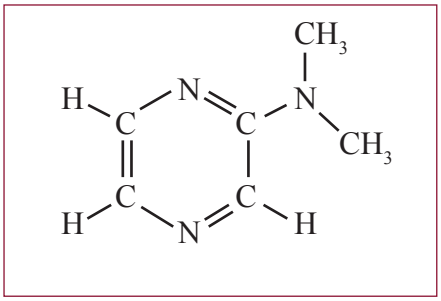
$$n = \frac{123.5g/mol}{41.05g/mol} = 3$$

الصيغة الجُزيئية = الصيغة الأولية × n

الصيغة الجُزيئية = $3 \times (C_2H_3N)$

الصيغة الجُزيئية = $C_6H_9N_3$

بذلك تكون الصيغة الجُزيئية للمُركَّب في صورة $C_6H_9N_3$. ويمتلك هذا المُركَّب متشكِّلات متعدِّدة، أحدها هو الأمبايزين المُبيَّن في **الشكل 3-28**، الذي يُعدّ مُنشِّطًا للجهاز العصبي المركزي، بالإضافة إلى وجود مُتشكِّلات عديدة أخرى.



الشكل 3-28 أحد متشكِّلات $C_6H_9N_3$ هو الأمبايزين.

3-3 تحديد الصّيغة الأوّليّة

سؤال الاستقصاء	كيف تحدِّد الصيغة الأوّلية لأكسيد المغنيسيوم من البيانات المخبرية التي جُمِعت؟
الموادّ المطلوبة	شريط مغنيسيوم طوله 15 cm، ماء مُقطَّر، حلقة حديدية، حامل صلصالي مثلّث الشكل، لهب بنزين، حامل حلقي، عبوة للغسيل، ميزان رقمي حسّاس، بوتقة (جفنة) فلزّية لها غطاء، ملقط بوتقة، قطّارة أو ماصة، نظارات واقية.

الجزء 1: احرق شريط المغنيسيوم

1. قس كتلة البوتقة (الجفنة) وغطاءها، حيث تكون نظيفة وجافة، وسجِّل القياس في جدول البيانات.
2. حكَّ شريط المغنيسيوم 15 cm بالصوف المعدنيّ. قصَّ الشريط قطعاً صغيرة لتسريع التفاعل، وضع القطع في البوتقة؛ ومن ثم قس كتلة البوتقة وغطاءها وشريط المغنيسيوم، وسجّل القياس في جدول البيانات.
3. استخدم ملقطًا لوضع البوتقة على المثلث الصلصالي. سخِّن بلطف البوتقة المُغطَّاة. ارفع الغطاء بين الحين والآخر كي تسمح للهواء بالدخول.
4. عندما يظهر المغنيسيوم أنه تفاعل بشكل كامل، أزل جزءًا من غطاء البوتقة واستمر في التسخين مدة دقيقة أخرى. أزلِ اللهب من تحت البوتقة. دع البوتقة (الجفنة) تبرد، إلى أن تصل إلى درجة حرارة الغرفة.

الجزء 2: تنقية أكسيد المغنيسيوم

1. استخدم قطّارة لإضافة بضع قطرات من الماء بعناية حتى تفكيك أي نيترات يحتمل تكوّنها.
2. أحكم إغلاق البوتقة بالغطاء تمامًا، وأعد وضع اللهب تحتها، واستمر في تسخين البوتقة (الجفنة) مرة أخرى، إلى أن تجف محتوياتها (مدة تتراوح بين 30 و60 ثانية).
3. أغلق اللهب. عندما تبرد البوتقة (الجفنة) وتصل إلى درجة حرارة الغرفة. قس كتلة البوتقة (الجفنة) وغطائها والناتج، سجِّل القياس في جدول البيانات.

الجدول 3-2 تحليل بيانات الصيغة الأوّليّة.

القياسات	الكتلة (بالجرام)
البوتقة (الجفنة) وغطاؤها	
البوتقة (الجفنة) وغطاؤها وشريط المغنيسيوم	
البوتقة (الجفنة) وغطاؤها وأكسيد المغنيسيوم	

التحليل:

a. احسب كتلة المغنيسيوم وكتلة الأكسجين اللتين تفاعلتا.
b. احسب عدد مولات المغنيسيوم والأكسجين التي تفاعلت.
c. حدّد الصيغة الأوَّلية لأكسيد المغنيسيوم من البيانات المخبرية التي جُمِعت.
d. إذا كانت الكتلة المولية لأكسيد المغنيسيوم تساوي 40.30 g/mol، فما صيغته الكيميائية؟
e. حدّد واحدًا من مصادر الخطأ، يمكن أن يحدث أثناء إجراء التجربة.

تقويم الدّرس 3-3

1. اكتب بأسلوبك الفرق بين الصيغة الأوّليّة والصّيغة الجزيئية.
2. هل يمكن أن يكون لمُركَّب ما صيغة جزيئية مشابهة لصيغته الأوّلية؟
3. كم صيغة جزيئية يمكن كتابتها من صيغة أوّلية واحدة؟
4. أي جزء من المعلومات يتعلّق بمركَّب مجهول، يلزمنا لتحديد صيغته الجُزيئية من صيغته الأولية؟
5. جِد النسبة المئويّة للتركيب للعناصر في مركّب كبريتيد النّحاس (I) Cu_2S.
6. ما الخطوات التي تُستخدم لتحديد الصيغتين الجُزيئية والأوَّلية لمُركَّب ما، من بيانات النسبة المئوية الكتلية؟
7. ما الخطوات التي تُستخدم لتحديد الصيغتين الجُزيئية والأوّلية لمُركَّب ما من بيانات الاحتراق؟
8. إذا كانت الصيغة الأوَّلية لمُركَّب ما CH_2، وكتلته الموليّة تساوي 126.2 g/mol، فما صيغته الجُزيئية؟
9. ما الصيغة الأولية والصيغة الجُزيئية لمُركَّب يتكوَّن من 82.66 % من الكربون، و17.345 % من الهيدروجين؟ علمًا بأن كتلته المولية تساوي 58.12 g/mol؟
10. إذا كانت الصيغة الأولية لمركّب مكوّن من الفوسفور والأكسجين هي P_2O_5. وتظهر التجارب العلمية أن الكتلة المولية لهذا المُركَّب هي 283.89g/mol. فما الصيغة الجزيئية للمركّب؟
11. باستخدام المعادلة الكيميائية الآتية:

$$C_xH_yN_z + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O + N_2$$

ارسم أسهمًا تتجه من العناصر الموجودة في كل مادة من المتفاعلات نحو العناصر التي أصبحت في كل مادة من النواتج.

12. في تفاعل الاحتراق المُبيَّن في المعادلة الواردة في السؤال 11 السابق، حدِّد الصيغتين الأولية والجُزيئية للمادة المتفاعلة المجهولة، والتي تساوي كتلتها المولية 74.12 g/mol، عند احتراق كتلة منها مقدارها (12.55g)، حيث ينتج من ذلك (22.55 g) من ثاني أكسيد الكربون، و(15.39 g) من الماء، و(4.784g) من غاز النيتروجين.

تلميح: لحل هذا السؤال، ستكون النسب المولية بحاجة إلى ضربها في العدد 2 للحصول على أبسط نسبة عددية صحيحة بخصوص الصيغة الأوّلية.

الدّرس 3-4
معايرة الحمض والقاعدة
Acid-Base Titration

يعد المحلول المائي، المكوَّن من هيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ المخلوط مع بضع نقط من محلول كاشف الفينولفثالين، محلولًا موصّلًا جيدًا للتيار الكهربائي، وصافيًا نقيًا خاليًا من أي شوائب، ولونه وردي. وعند إضافة بضع نقط من حمض الكبريتيك المخفّف إليه، سيتغيَّر لونه إلى اللون الوردي الفاتح، ويصبح عكرًا ضبابيًا أكثر فأكثر، ويقل توصيله للتيار الكهربائي بشكل متزايد. ثم تختفي شدة اللون الوردي، حيث يبدو المحلول ضبابيًا عكرًا مائلًا إلى اللون الأبيض، ويصبح محلولًا غير موصِّل. ومع إضافة المزيد من حمض الكبريتيك، يبقى المحلول ضبابيًّا أبيض اللون، ولكنه يعود ليصبح محلولًا موصّلًا للتيار الكهربائي. انظر **الشكل 3-29**.

(a)
نقطة البداية

(b)
يضع نقط من
H_2SO_4

(c)
المزيد من
H_2SO_4

الشكل 3-29 محلول هيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$، الذي يحتوي على كاشف الفينولفثالين عند إضافة حمض الكبريتيك H_2SO_4.

تفسَّر هذه الملاحظات بدراسة خصائص الأحماض والقواعد، والتفاعلات الكيميائية التي تحدث بينها وبين الجُزيئات التي تغيَّر لونها استجابة لتلك التفاعلات. فهيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ قاعدة قوية، وحمض الكبريتيك H_2SO_4 حمض قوي أيضًا، وكلاهما يتفكّكان في الماء لتكوين أيونات؛ وتلك الأيونات هي التي تفسِّر خاصّية التوصيل الكهربائي لمحاليلهما. وعندما يخلط $Ba(OH)_2$ مع H_2SO_4 ويتفاعلان معًا لتكوين الماء، ومركَّب كبريتات الباريوم $BaSO_4$، وهو مُركّب غير ذائب في الماء، فإن جُسيمات مُركَّب كبريتات الباريوم المتناهية في الصغر، هي التي تحوِّل المحلول ضبابيًّا عكرًا.

المفردات

Neutralization reaction	تفاعل التعادل
Acid-base titration	معايرة الحمض والقاعدة
Indicator	كاشف
Titrant	المحلول القياسي
Polyprotic acid	حمض عديد البروتونات
Equivalence point	نقطة التكافؤ
Burette	سحّاحة
End point	نقطة انتهاء التفاعل

مخرجات التّعلُّم

C1103.1 يحل مسائل الحسابات الكيميائية لتحديد تركيز محاليل المواد المتفاعلة أثناء معايرة الحمض والقاعدة وباستخدام الدليل المناسب.

تفاعلات الحمض والقاعدة

لكي نفهم عملية المعايرة، سوف نستخدم تعريف أرهينيوس لكل من الحمض والقاعدة، بخصوص المعادلات الكيميائية. والحمض من خلال هذا التعريف مُركّب كيميائيّ يزيد من تركيز أيّونات الهيدروجين (H^+) في المحلول المائي. أما القاعدة، فهي المادة الكيميائية التي تزيد من تركيز أيونات الهيدروكسيد (OH^-) في المحلول المائي. يبيّن **الشكل 3-30** مثالين شائعين على الأحماض والقواعد، هما:

الحمض: $HC\ell_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$

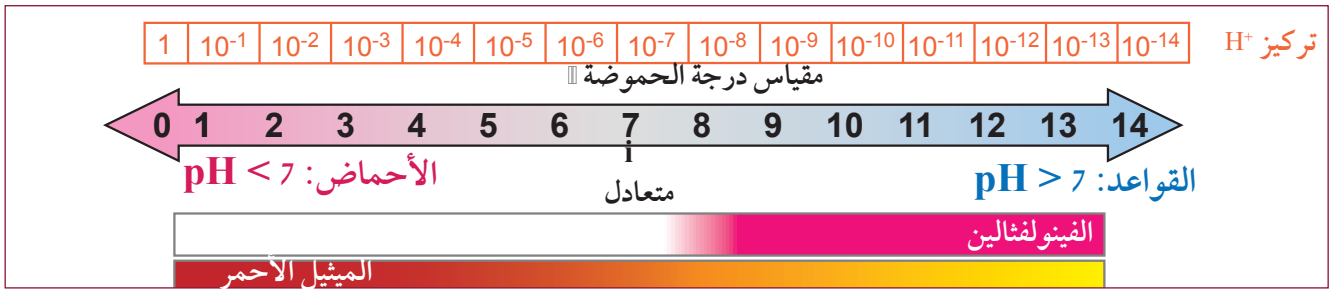
القاعدة: $NaOH_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

الشكل 3-30 مثال على حمض وقاعدة.

حمض الهيدروكلوريك $HC\ell$ وهو حمض قوي، وهيدروكسيد الصوديوم NaOH وهو قاعدة قوية. عندما يخلط حمض مع قاعدة ويتفاعلان معًا، تندمج أيونات الهيدروجين (H^+) مع أيونات الهيدروكسيد (OH^-) لتكوين الماء. ويعرف هذا النوع من التفاعلات **بتفاعل التعادل Neutralization reaction** وهو التفاعل الذي يحدث بين أيونات الهيدروجين (H^+) وأيونات الهيدروكسيد (OH^-) لتكوين جُزيئات الماء، ويمكن تمثيله في المعادلة الكيميائية الآتية:

$$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(\ell)}$$

عند تفاعل حمض وقاعدة، لكي يعادل كلّ منهما الآخر، يجب أن يكون عدد مولات أيونات الهيدروجين (H^+) التي تأتي من الحمض، مساويًا لعدد أيونات الهيدروكسيد (OH^-) التي تأتي من القاعدة. ويعد هذا التعادل الدقيق قاعدة لتقنية كيميائية مهمة جدًا، تسمّى المعايرة. **معايرة الحمض والقاعدة Acid-base titration** هي عملية إضافة كميّة محدَّدة من محلول معلوم التركيز ولازمة لإتمام التفاعل مع كمّية معيّنة من محلول مجهول التّركيز لايجاد تركيزه.



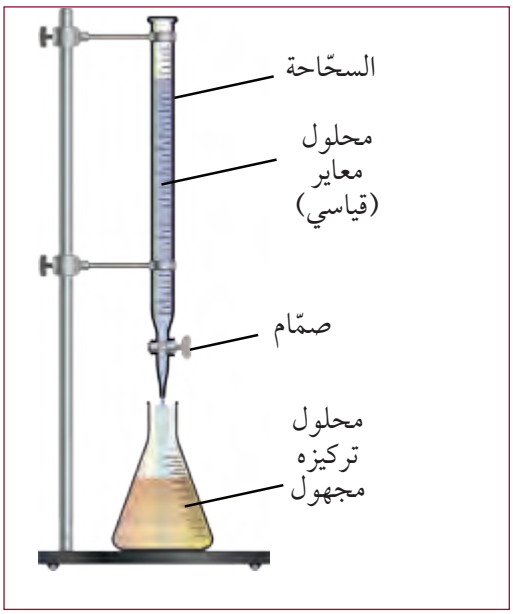
الشكل 3-31 مقياس درجة الحموضة pH، وتركيز H^+، وكواشف شائعة الاستخدام.

يبيّن **الشكل 3-31** مقياس درجة الحموضة pH على امتداد لون مادتين كيميائيتين تُستخدمان بوصفهما كاشفين. **الكاشف Indicator** (الدّليل) مادّة كيميائية تتغيَّر ألوانها بتغيُّر pH المحلول. فالفينولفثالين phenolphthalein، مثلًا، يكون ورديًّا ساطعًا في المحاليل القاعدية $pH > 7$. لكنّ لونه يختفي بشكل مفاجئ ويتغيَّر إلى عديم اللون، عندما تنخفض قيمة درجة الحموضة pH فيه إلى ما دون القيمة (8) في المحاليل المائيّة، في حين أن الميثيل الأحمر methyl red يكون لونه أحمر في المحاليل الحمضية، ولكن لونه يختفي بشكل مفاجئ، ويتغيّر إلى اللون البرتقالي عند $4.2 < pH < 6.2$، وعندما ترتفع قيمة درجة الحموضة pH فيه إلى ما فوق القيمة (6) يتحوّل إلى اللون الأصفر.

كواشف (أدلّة) الأحماض والقواعد هي مواد كيميائية يتغيَّر لونها بتغيير قيمة pH للمحلول.

عملية المعايرة

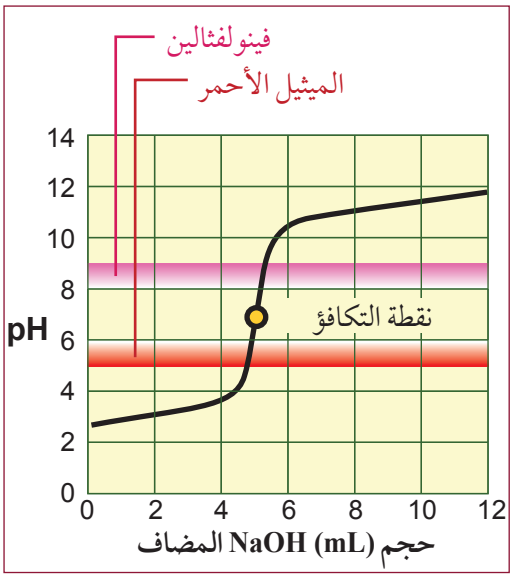
عند تنفيذ عملية معايرة حمض وقاعدة، يكون تركيز أحد المحاليل معلومًا بشكل دقيق. كما تقاس حجوم المحاليل بكلّ دقة، وبشكل نموذجي حيث تكون أقرب ما يمكن إلى $0.1\ cm^3$، باستخدام أداة مخبرية متخصِّصة تستخدم في المختبرات تسمّى **السحّاحة Burette**، انظر **الشكل 3-32**.



الشكل 3-32 السحّاحة المستخدمة في عملية المعايرة.

هنالك طريقتان مخبريتان شائعتان لتحديد نقطة التعادل، لدى بلوغها، إما باستخدام كواشف الأحماض والقواعد، وإمّا بقياس التغيُّرات التي تطرأ على درجة الحموضة pH لإنشاء منحنى المعايرة.

يبيِّن **الشكل 3-33** منحنى معايرة نموذجيًّا جرى تخطيطه باستخدام مقياس درجة حموضة pH meter حسّاس. حيث جرى قياس pH بوساطته كل ثانية أثناء تنفيذ عملية المعايرة التي تتضمَّن عملية إضافة قاعدة إلى حمض، وتحريك المخلوط باستخدام محرِّك كهربائي. وقد جرى الوصول إلى نقطة التكافؤ عند درجة حموضة pH تساوي 7.0 للماء المُتعادِل. وقد وُضِّحت منطقتا تغيُّر اللون لكاشِفَي الفينولفثالين والميثيل الأحمر على الرسم البياني نفسه، بغية إجراء عملية المقارنة بينهما. والحقيقة التي تشير إلى أن هذين الكاشفين يتغيَّر لونهما عند درجة حموضة أدنى من 7 أو أعلى، لا تُظهر أخطاء كبيرة، لأن منحنى pH مائل جدًّا قرب نقطة التكافؤ.



الشكل 3-33 منحنى عملية معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية.

نقطة التكافؤ: هي النقطة التي يتساوى عندها عدد مولات أيونات الهيدروجين (H^+) مع عدد مولات أيونات الهيدروكسيد (OH^-).

عند استخدام كاشف الحمض والقاعدة، يتم تحديد نقطة التكافؤ عند الاقتراب من نقطة نهاية التفاعل لعملية المعايرة.

نقطة نهاية التفاعل: هي النقطة التي يتغيَّر عندها لون الكاشف (الدليل) عند معايرة الحمض والقاعدة.

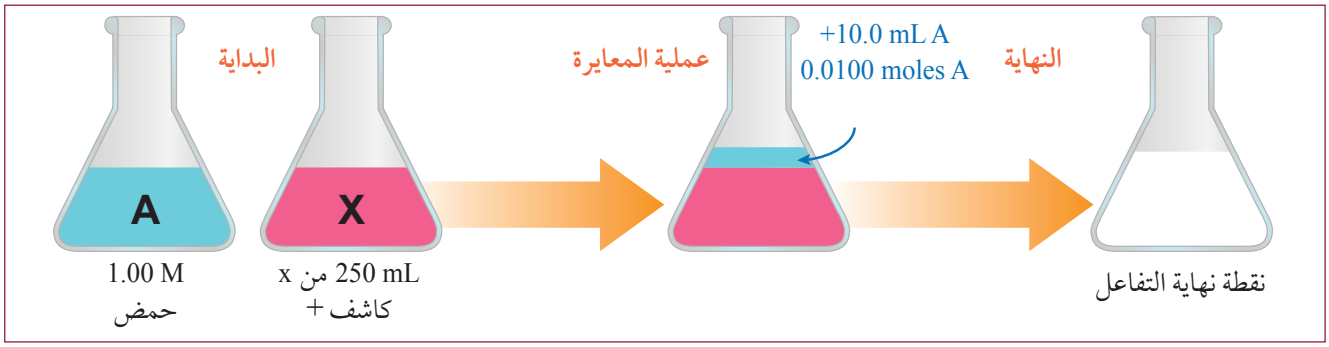
يجري اختيار الكاشف المناسب لعملية معايرة محدَّدة. لذلك ستحدث نهاية التفاعل عند الوصول إلى نقطة التكافؤ. وإذا لم يجرِ اختيار الكاشف المناسب، فقد تحدث نهاية التفاعل لعملية المعايرة قبل الوصول إلى نقطة التكافؤ، أو بعده.

حسابات عمليّة المُعايَرة

افترض أن لديك مسألة مطلوب فيها تحديد تركيز مجهول لمحلول قاعدي مثل مُركَّب هيدروكسيد الصوديوم NaOH. ولتحديد تركيز هذا المحلول، يجب عليك تحديد عدد مولات المادة المذابة الموجودة في حجم معلوم من محلول هذا المُركَّب.

1. لتبدأ الحل بوضع حجم (250 mL) من محلول هيدروكسيد الصوديوم المجهول التركيز في دورق حجمي مخروطي، مع إضافة بضع نقط من أحد الكواشف المناسبة، مثل الفينولفثالين، والذي يغيِّر لون المحلول إلى اللون الزهري المائل الى الوردي (**الشكل 3-34**).
2. يُضاف محلول حمض الهيدروكلوريك $HC\ell$ ذو التركيز المعلوم (1.00 M) ببطء في هيئة نقط إلى الحجم المعلوم (250 mL) للمحلول المجهول التركيز. يُسمّى المحلول ذو التركيز المعلوم **المحلول القياسي Titrant**، إذ يجب ملاحظة حجم المحلول القياسي المضاف بدقة متناهية.
3. تتوقَّف عملية إضافة نقط محلول الحمض بمجرد أن يختفي لون الكاشف في المحلول، ويصبح المحلول عديم اللون. هذا يعني أن المحلول قد تغيَّر من قاعدة إلى محلول متعادل. فالتعادل هو **نقطة نهاية التفاعل End point** لعملية المعايرة، وهي النقطة التي يتغيّر عندها لون الكاشف خلال عملية المعايرة.
4. افترض أن الوصول إلى نقطة نهاية التفاعل قد جرى بعد إضافة (10.0 mL) من محلول حمض $HC\ell$ تركيزه (1.00 M). هذا يعني إضافة (0.0100 moles) من أيونات H^+. وينص التفاعل الموزون على أن كل (1 mole) من أيونات H^+ يعادل (1 mole) من أيونات OH^-. وبما أن المحلول متعادل الآن، فيجب أن تكون (0.0100 moles) من أيونات OH^- موجودة في (250 mL) من المحلول المجهول التركيز.

تذكر أنّ كل (1 mole) من المحلول يعني أن (1 mole) من الجُسيمات موجود في (1 L) من المحلول. وبما أن كل (1 L = 1000 mL)، فإن إضافة (10 mL) تساوي إضافة (0.01 L)، وهي تحتوي على (0.010 moles) من المادة المُذابة، عندما تكون قيمة التركيز (1 M).



الشكل 3-34 عملية المعايرة.

5. يوجد في المحلول المجهول التركيز 0.0100 moles من أيونات OH^- في حجم من المحلول المجهول التركيز يساوي 0.25 L، وبذلك يكون تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم:

$$[NaOH] = [OH^-] = \frac{0.0100\text{mole}}{0.25\text{L}} = 0.04\,\text{mol/L} = 0.04\text{M}$$

معايرة الحمض والقاعدة: عملية تُستخدم لتحديد التركيز لمحلول حمضي أو قاعدي.

التكافؤ والتعادل

عند الوصول إلى نقطة نهاية التفاعل في أحد تفاعلات التعادل، يكون عدد أيونات (H^+) مساويًا لعدد أيونات (OH^-) في المحلول. وهذا لا يعني بالضرورة أن يكون عدد مولات الحمض مساويًا لعدد مولات القاعدة؛ لأن بعض الأحماض وبعض القواعد تكونان عديدة الأيونات. **فالحمض العديد البروتونات Polyprotic** يتفكّك ليكوّن أكثر من أيون (H^+) لكل جُزيء حمض. وبالطريقة نفسها، تتفكّك القاعدة العديدة الأيونات لتكوّن أكثر من أيون (OH^-) لكل جُزيء قاعدة.

ويُعدُّ حمض الكبريتيك، H_2SO_4، مثالًا جيدًا على حمض عديد البروتونات، ذلك أن كل 1 mole من حمض الكبريتيك يتفكّك في الماء ليكوّن (2 moles) من أيونات الهيدروجين (H^+). لهذا، يكون تركيز أيونات (H^+) يساوي (0.400 M) في محلول لحمض الكبريتيك H_2SO_4 تركيزه (0.200 M). وتركيز أيون الهيدروجين (H^+) هنا هو الذي يُحدِّد نقطة نهاية التفاعل في عملية المعايرة.

$$H_2SO_{4(aq)} \rightarrow 2H^+_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)}$$

تُستخدم خطوات التحليل نفسها مع القاعدة. فمحلول هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ تركيزه (0.010 M)، ويكون تركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- فيه يساوي (0.020 M)؛ لأن كل (1 mole) من هيدروكسيد الكالسيوم يتفكّك ليكوّن (2 moles) من أيونات الهيدروكسيد OH^-.

$$Ca(OH)_{2(aq)} \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$

تُسمّى النقطة التي يكون فيها المحلولان المستخدمان في عملية المعايرة بكمّيات متكافئة كيميائيًّا **نقطة التكافؤ Equivalence point**، وبذلك يكون تركيز أيونات (H^+) مساويًا لتركيز أيونات (OH^-). انظر المعادلة 3-1.

1-3 معادلة التكافؤ

$$[H^+] = [OH^-]$$

$[H^+]$	مولارية أيونات H^+ (mol/L)
$[OH^-]$	مولارية أيونات OH^- (mol/L)

المولارية هي تركيز المحلول الذي يعبِّر عن عدد مولات المُذاب في لتر من المحلول. يُعبَّر عن مولارية محلول ما بـ [M] والعلاقة بين المولارية وعدد المولات وحجم المحلول، يمكن التعبير عنها كالآتي:

$$[M] = \frac{\text{عدد مولات المذاب (mol)}}{\text{حجم المحلول (L)}}$$

وبالتالي يمكن أن نجد عدد مولات المذاب في حجم المحلول (V_L) كالآتي:

$$\text{عدد المولات (mol)} = [M] \times V_L$$

وبتعويض هذه العلاقات في المعادلة 3-1، تنتج المعادلة التي تُستخدم في حل مسائل التعادل. أما المعادلة 3-2 فتربط المولارية لنوعين من الأيونات (OH^-، H^+) بحجمَي المحلولين عند الوصول إلى نقطة التعادل، بحيث يكون عدد مولات أيونات H^+ مساويًا لعدد أيونات OH^-.

2-3 معادلة التعادل

$$[OH^-] \times V_b = [H^+] \times V_a$$

أو

$$\frac{[\text{حمض}] \times V_a}{n_a} = \frac{[\text{القاعدة}] \times V_b}{n_b}$$

$[H^+]$	مولارية أيونات H^+ (mol/L)
$[OH^-]$	مولارية أيونات OH^- (mol/L)
V_a	حجم محلول الحمض (L)
V_b	حجم محلول القاعدة (L)

4-3 معايرة الخل

سؤال الاستقصاء	كيف نحدِّد تركيز حمض ما؟
الموادّ المطلوبة	خل (حمض الخلّيك CH_3COOH)، دورق حجمي مخروطي سعة 100 mL، ماء مُقطَّر، كاشف الفينولفثالين،سحاحة سعة 50 mL، ماصّة حجمية سعة 25 mL، محلول NaOH تركيزه 1.0 M، ميزان رقمي حساس.

عملية المعايرة

1. زن 2.0 g من الخل، وضعها في الدورق الحجمي المخروطي، ثم أضف إليها (25 mL) من الماء المُقطَّر، مستخدمًا الماصّة الحجميّة سعة (25 mL)، و(3) نقط من كاشف الفينولفثالين، وحرِّك الدورق الذي يحتوي على هذا المخلوط ليتجانس.
2. علّق السحاحة على الحامل، ثم اغسلها بالماء المقطّر عدّة مرات وبمحلول NaOH مرة واحدة.

3. املأ السحاحة بمحلول NaOH (1.0 M) حتى نقطة فوق علامة التعيير، ثم حرِّر قليلًا من المحلول من السحاحة للتخلص من أي فقاعات هواء، ولتخفيض الحجم إلى الجزء المعيّر في السحاحة. واعتبر هذا الحجم الابتدائي. تذكَّر أن تقرأ الحجم عند الحافة السفلية لتقعُّر سطح السائل.
4. ضع الدورق المخروطي تحت السحاحة، وضع طرف السحاحة داخل في عنق الدورق.
5. أضف ببطء محلول NaOH من السحاحة إلى الدورق، وأنت تحرّك الدورق بشكل دائري. يجب أن يتلاشى اللون الوردي للكاشف أثناء التحريك.

6. تقترب المعايرة من نقطة النهاية عندما يبقى اللون الوردي لفترة أطول عند هذه النقطة. أضف محلول NaOH إلى الدورق قطرة بقطرة. تصل المعايرة إلى نقطة التكافؤ عندما يبقى اللون الوردي الخفيف فترة (30 s) من التحريك المستمر.
7. حدّد حجم المحلول القاعدي المستخدم من خلال طرح القراءة النهائية من الحجم الابتدائي المقيس على السحاحة.
8. أعد الخطوات 7-1 ثلاث مرات للحصول على نتائج موثوقة وقابلة للتكرار. صُبَّ المخلوط في الحوض المُخصَّص لذلك، ونظِّف أدواتك الزجاجية ومكان العمل، والحوض.

4-3 معايرة الخل – تابع

الجدول 3-3 بيانات عمليّة المعايرة.

كتلة الخل (g)	حجم محلول NaOH (mL)	عدد مولات NaOH	عدد مولات حمض الخليك CH_3COOH	النسبة المئوية بالكتلة لحمض الخليك

الأسئلة والتحليل

a. اكتب معادلة موزونة لتفاعل التعادل الذي يحدث بين حمض الخلّيك وهيدروكسيد الصوديوم.

b. حدِّد عدد مولات NaOH التي استخدمتها لمعايرة عيّنة الخل الخاصة بك.

c. حوِّل عدد مولات عيّنة حمض الخليك الخاصة بك إلى جرامات، وحدِّد النسبة المئوية بالكتلة لها، ودوِّنها في **الجدول 3-3**.

d. هل صحيح أن النسبة المئوية لكتلة الخل تساوي 5% تقريبًا؟ فسِّرْ إجابتك.

e. اذكر مصدرين من مصادر الخطأ المخبرية التي يُحتمل أن تؤثر في نتائجك.

f. إذا أفرطت في عملية المعايرة، وكان لون المحلول الذي بين يديك ورديًا غامقًا، فكيف يؤثِّر ذلك في النسبة المئوية لكتلة حمض الخليك؟ فسِّر إجابتك.

مثال 26

تم قياس حجم من محلول $Ba(OH)_{2(aq)}$ مقداره (68.0 cm^3)(mL) باستخدام سحّاحة. ووضع في دورق حجمي مخروطي لتنفيذ عملية معايرة حمض وقاعدة. وتمت أيضًا إضافة بضع قطرات من محلول كاشف الفينولفثالين إلى الدورق الحجمي، حيث تغيَّر لون المحلول من عديم اللون إلى اللون الوردي الصافي. أضيف بعد ذلك محلول حمض الهيدروكلوريك $HC\ell$ الذي يبلغ تركيزه (2.35 M)، ببطء إلى ذلك المحلول باستخدام السحّاحة، مع تحريك الدورق عند إضافة كل نقطة. وبعد إضافة حجم مقداره(5.05 mL) من الحمض، تغيَّر لون المحلول، وأصبح صافيًا وعاد عديم اللون كما كان. ما تركيز تلك القاعدة؟

الحل

1. اكتب معادلات التفكُّك والتأيُّن لكل من محلولَي الحمض والقاعدة وتركيزهما. فنحن نحاول حساب تركيز محلول $Ba(OH)_2$، ولكن عملية المعايرة تحدِّد تركيز أيونات OH^-.

$$HC\ell_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$$

$$Ba(OH)_{2(aq)} \rightarrow Ba^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$

2. قيمة تركيز حمض $HC\ell$ معطاة في السؤال. لكنَّها تمثِّل تركيز أيونات H^+ التي نحتاج إليها في الحسابات. يمكننا، من المعادلة الكيميائية الموزونة، معرفة أن كل 1 mole من $HC\ell$ يُنتج 1 mole من أيونات H^+، لذلك فإن $[H^+] = [HC\ell]$.

3. حل معادلة التعادل (المعادلة 3-2) لحساب تركيز أيونات OH^-.

$$[H^+] \times V_a = [OH^-] \times V_b$$

$$[OH^-] = \frac{[H^+] \times V_a}{V_b} = \frac{(2.35\ M)(5.05\ cm^3)}{68.0\ cm^3} = 0.175\ M$$

4. استخدم النسبة المولية من المعادلة الكيميائية لتفكُّك مُركَّب هيدروكسيد الباريوم؛ بغية تحديد تركيز $Ba(OH)_2$ من تركيز أيونات OH^-.

$$\frac{0.175\ M\ OH^-_{(aq)}}{1}\left(\frac{1\ mol\ Ba(OH)_{2(aq)}}{2\ mol\ OH^-_{(aq)}}\right) = 0.0875\ M\ Ba(OH)_{2(aq)}$$

وبما أن النسبة 2:1 هي النسبة بين $Ba(OH)_2$ المذاب في المحلول، وأيونات OH^- التي تفكَّكت منه، يكون تركيز $Ba(OH)_2$ مساويًا لنصف تركيز أيونات OH^-.

مثال 27

احسب تركيز محلول حمض الفسفوريك (H_3PO_4) إذا تمّت معايرة 20.50 mL منه بمحلول هيدروكسيد الليثيوم (LiOH) الذي يبلغ تركيزه 2.77 M. فقد جرت في البداية إضافة بضع نقط من كاشف البروموثايمول الأزرق إلى محلول الحمض، مما جعل لون المحلول يتغيَّر إلى اللون الأصفر. وبعد إضافة 11.10 mL من محلول القاعدة، تغيَّر لون المحلول إلى اللون الأزرق، مشيرًا إلى أن المحلول قد بلغ حالة التعادل.

المعطى: $V_a = 20.50\ mL$ عدد مولات الحمض = n_a

$V_b = 11.10\ mL$ عدد مولات القاعدة = n_b

1. اكتب المعادلة الكيميائيّة الموزونة الحاصلة بين حمض الفسفوريك (H_3PO_4) ومحلول هيدروكسيد الليثيوم (LiOH):

$$H_3PO_{4(aq)} + 3\ LiOH_{(aq)} \rightarrow Li_3PO_{4(aq)} + 3H_2O_{(\ell)}$$

2. استخرج النسب الموليّة من المعادلة الكيميائية الموزونة:

$$\frac{3\ mol\ LiOH}{1\ mol\ H_3PO_4} = \frac{n_b}{n_a}$$

وبالتالي: $3n_a = n_b$

3. استخدم معادلة التّعادل: $\frac{[\text{حمض}] \times V_a}{n_a} = \frac{[\text{قاعدة}] \times V_b}{n_b}$

وبالتالي:

$$\frac{[H_3PO_4] \times V_a}{n_a} = \frac{[LiOH] \times V_b}{3n_a}$$

$$[H_3PO_4] = \frac{[LiOH] \times V_b}{3V_a}$$

$$= \frac{2.77\ M \times 11.10 \times 10^{-3}\ L}{3 \times 20.50 \times 10^{-3}\ L} = 0.500\ M\ H_3PO_4$$

تقويم الدرس 3-4

1. ما الهدف من تنفيذ عملية معايرة الحمض والقاعدة؟
2. لماذا تُستخدم السحّاحة في عملية معايرة الحمض والقاعدة؟
3. قارن بين مفهومَي: «نقطة التكافؤ»، و«نقطة نهاية التفاعل».
4. اكتب معادلة التعادل بين حمض الهيدروكلوريك وهيدروكسيد الكالسيوم.
5. أعط مثالًا على حمض يتفكّك إلى مولين من أيونات H^+ لكل مول من الحمض.
6. ضع واحدًا من العناوين المناسبة الآتية: «حمض»، «قاعدة»، «متعادل» إلى جانب كل قيمة من قيم درجة الحموضة pH أدناه:
   a. $pH = 3$
   b. $pH = 7$
   c. $pH = 9$
7. جرت معايرة (25 mL) من محلول حمض الهيدروفلوريك HF بمحلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH، الذي يبلغ تركيزه (0.3 M) وجرى التوصُّل إلى نقطة التكافؤ، عند إكمال إضافة (9.7 mL) من محلول هيدروكسيد الصوديوم.
   a. اكتب تفاعلَي التفكُّك لكل من الحمض والقاعدة.
   b. احسب تركيز أيونات OH^- التي نتجت من القاعدة.
   c. احسب تركيز محلول حمض HF.
8. جرت معايرة محلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH بمحلول حمض الكبريتيك H_2SO_4، الذي يبلغ تركيزه (2.00 M). وقد احتاجت هذه العملية إلى (30.00 mL) من الحمض لمعادلة (15.00 mL) من محلول LiOH.
   a. اكتب تفاعلَي التفكُّك لكل من الحمض والقاعدة.
   b. احسب تركيز أيونات H^+ التي نتجت من الحمض.
   c. احسب تركيز محلول القاعدة LiOH.
9. طرأ تغيُّر على اللّون في أثناء عملية معايرة (9.45 mL) من محلول حمض H_3PO_4، عندما أضيف (30.05 mL) من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH الذي يبلغ تركيزه (0.100 M).
   a. اكتب تفاعلَي التفكُّك لكل من الحمض والقاعدة.
   b. احسب تركيز أيونات OH^- التي نتجت من القاعدة.
   c. احسب تركيز محلول حمض H_3PO_4.

العلم والعلماء: سورنسون وبيكمان

من الأمور الشائعة في العلم أن النظرية والتطبيق يتطوّران بشكل مستقلّ أحدهما عن الآخر. وهذا ما حدث بالفعل مع درجة الحموضة pH.

الشكل 353- العالم سروين سورنسون.

فقبل إدخال ما يعرف بمقياس درجة الحموضة pH عام 1909م على يد العالم الدنماركي سروين سورنسون، كانت حموضة المحاليل تُحدَّد أساسًا باستخدام الكواشف. فقد كان هناك توجّه في ذلك الوقت لقياس الحموضة باستخدام طرائق كهربائية لاستهلاك الفراغ الذي جرى فيه توظيف أجهزة الجلفانوميتر المُعدَّلة. ولهذا السبب لم يكن هناك قياسات معيارية مستخدمة بشكل موسَّع آنذاك. من هنا وحّد العالم سورنسون هذه الطريقة بإدخال ما يُسمّى مقياس درجة الحموضة pH بوصفه اللوغاريتم السالب للأساس 10، لتركيز أيون الهيدروجين H^+.

$$pH = -\log_{10}[H^+]$$

الشكل 363- العالم أرنولد أورفيل بيكمان.

وعلى الرغم من إدخال مقياس موحّد لدرجة الحموضة pH، فإن عملية قياس درجة الحموضة pH كانت تُجرى آنذاك باستخدام الكواشف؛ لأن المُعدَّات اللازمة لقياسها كانت كبيرة الحجم، ومن الصعب تحريكها من مكان إلى آخر. وقد حلّ هذه المعضلة المهندس والمخترع الكيميائي الأمريكي أرنولد أورفيل بيكمان، الذي أنتج أول مقياس درجة حموضة pH محمول وناجح تجاريًّا عام 1935م تقريبًا، حيث أصبح مقياس بيكمان لدرجة الحموضة pH المقياس المعياري العالمي لعدة عقود تلت اختراعه.

فقد نجح مقياس درجة الحموضة pH بوساطة قياس التوصيل الكهربائي للمحلول. وتكمن صعوبة هذا المفهوم بوجود أيونات موجبة وأيونات سالبة كثيرة، تُسهم في التوصيل الكهربائي، مثل (Cl^-)، و(Na^+)، وسواهما من الأيونات. لاختبار التوصيل الكهربائي الذي يُعزى إلى أيون الهيدروجين (H^+) فقط، يقوم النظام الكهربائي بإحداث ذبذبة لفرق الجهد الكهربائي عند تردُّد معيَّن والذي يتّجه بشكل محدَّد نحو أيون الهيدروجين (H^+).

الوحدة

مراجعة الوحدة

الدرس 3-1: مفهوم المول

- **المول Mole** وحدة قياس المادة بالنظام العالمي للوحدات SI، ويمثِّل كمّية المادة التي تحتوي على عدد من الجُسيمات يساوي عدد الذرّات في (12g) من الكربون -12.
- **عدد أفوجادرو Avogadro number** يساوي (6.02×10^{23})، وهو عدد الجُسيمات الموجودة في مول واحد من المادة.
- **الكتلة الذرّية Atomic mass** المدرجة في الجدول الدوري للعناصر هي عبارة عن كتلة ذرّة واحدة بوحدة amu.
- **الكتلة المولية Molar mass** هي كتلة مول واحد من الذرّات أو الجُزيئات مقدّرة بالجرامات، وتُستخدم في التحويل ما بين الكمّيات بالمولات والكمّيات بالجرامات.
- الكتلة المولية لأي مُركَّب هي مجموع الكُتل المولية لكل الذرّات الموجودة في ذلك المُركَّب.
- **الغاز المثالي Ideal gas** هو غاز تكون فيه الجُسيمات متباعدة بشكل كبير، حيث يكون حجم كل جُسيم من الغاز صغيرًا جدًا، لا يكاد يُذكَر مقارنة بحجم الغاز الكلي.
- **الحجم المولي Molar volume** للغاز المثالي يساوي (22.4 L) لكل مول واحد، عند الظروف القياسية من درجة حرارة وضغط (STP)، وهما 0°C و 1atm (10^5 Pa).
- **المولارية Molarity** هي تركيز المحلول وتحسب بعدد مولات المذاب في حجم المحلول باللتر، ووحدتها mol/L أو M.

الدرس 3-2: الحسابات الكيميائية

- **الحسابات الكيميائية Stoichiometry** تصف العلاقات الكمّية التي تتضمَّنها المعادلات الكيميائية الموزونة.
- **المعادلة الكيميائية الموزونة Balanced chemical equation** تحتوي على عدد المولات نفسه لكل نوع من العناصر الموجودة على جانبَي المعادلة، سواء في المتفاعلات أو في النواتج.
- **المُعاملات Coefficients** الموجودة في المعادلة الكيميائية الموزونة تمثِّل عدد مولات كل عنصر أو مُركَّب يظهر في المعادلة.
- **النسبة المولية Mole ratio** هي نسبة عدد المولات لأي مادّتَيْن موجودتَيْن في معادلة كيميائية موزونة.
- النسب المولية، والكتل المولية تستخدم لتحويل كمّيات المُركَّبات بوحدة المولات إلى كمّيات بوحدة الجرامات، أو كمّيات بوحدة الجرامات إلى كمّيات بوحدة المولات.

الدرس 3-3: الصيغة الأوَّلية والصيغة الجزيئيّة

- **الصيغة الأوَّلية Empirical formula** هي صيغة مُركَّب يُعبَّر عنها بأبسط نسبة عددية صحيحة للعناصر المُكوِّنة له.
- **مِطياف الكتلة Mass spectrometer** أداة تحليلية تُستخدم لتحديد نسبة تركيب العناصر الموجودة في مُركَّب ما.
- لتحديد الصيغة الجزيئية لمُركّب من صيغته الأولية، لا بُدّ من معرفة الكتلة الموليّة لذلك المُركَّب.
- **الصيغة الجُزيئية Molecular formula** هي الصيغة التي توضح نوع وعدد الذرّات في أي مُركَّب كيميائي.
- **الصيغة الأوَّلية** لأي مُركَّب قابل للاحتراق يمكن تحديدها من خلال قياس كمّيات نواتج الاحتراق مثل الماء، وغاز ثاني أكسيد الكربون، وغاز النيتروجين.

الدرس 3-4: مُعايَرة الحمض والقاعدة

- **مقياس درجة الحموضة pH** يقيس تركيز أيونات الهيدروجين (H^+) الموجودة في المحلول. فقيمة pH للحمض تكون أقلّ من 7، في حين تكون قيمة pH للقاعدة أكبر من 7.
- **معايرة الحمض والقاعدة Acid-base titration** إجراءات وخطوات عملية، تجري بوساطتها معادلة محلول حمضي أو محلول قاعدي، حيث يمكن من خلالها حساب تركيز أحد هذَيْن المحلولَيْن.
- **السحّاحة Burette** هي إحدى الأدوات العملية التي صُمِّمت لقياس حجم دقيق ومحدَّد من سائل ما، ونقله.
- عندما يتساوى عدد مولات أيونات الهيدروجين مع عدد أيونات الهيدروكسيد تكون معادلة التعادل: $[H^+] \times Va = [OH^-] \times Vb$.
- **نقطة التكافؤ Equivalence point** هي النقطة التي يتساوى عندها $[H^+]$ من الحمض مع $[OH^-]$ من القاعدة خلال عملية المعايرة.
- **نقطة نهاية التفاعل End point** لعملية المعايرة يتم الوصول إليها عندما يتغيَّر لون الكاشف.
- يمكن تحديد نقاط التكافؤ من منحنيات عمليات المعايرة، والتي تُرسم فيها درجة الحموضة pH مقابل الحجم المُضاف من المحلول القياسي.
- **المحلول القياسي Titrant** في عملية المعايرة هو محلول معلوم التركيز يُضاف إلى الحمض أو القاعدة المراد معرفة تركيزهما.

ملخص العلاقات

$$\text{عدد المولات (mol)} = \frac{\text{عدد الجُسيمات}}{\text{عدد أفوجادرو}}$$

$$\text{عدد الجُسيمات} = \text{عدد المولات (mol)} \times \text{عدد أفوجادرو}$$

$$\text{عدد المولات (mol)} = \frac{\text{كتلة المادة (g)}}{\text{الكتلة المولية للمادة (g/mol)}}$$

$$\text{كتلة المادة (g)} = \text{عدد مولات المادة (mol)} \times \text{الكتلة المولية للمادة (gmol)}$$

$$\text{المولارية (M)} = \frac{\text{عدد مولات المذاب (mol)}}{\text{حجم المحلول (L)}}$$

$$\text{عدد مولات المذاب} = \text{مولارية المادة (M)} \times \text{حجم المحلول (L)}$$

$$\text{حجم المحلول (L)} = \frac{\text{عدد مولات المذاب (mol)}}{\text{المولارية (M)}}$$

$$\text{النسبة المئوية للعنصر في المُركَّب} = \frac{\text{كتلة العنصر في مول واحد من المُركَّب}}{\text{الكتلة المولية للمُركَّب}} \times 100$$

$$\text{الكتلة المولية للصيغة الجُزيئية} = \text{الكتلة المولية للصيغة الأولية} \times n \qquad (n \geq 1)$$

$$\text{الصيغة الجُزيئية} = \text{الصيغة الأولية} \times n$$

معادلة التكافؤ $[H^+] = [OH^-]$

معادلة التعادل $n_{H^+} = n_{OH^-}$

$$[H^+] \times v_a = [OH^-] \times v_b$$

$$\frac{[\text{حمض}] \times v_a}{n_a} = \frac{[\text{قاعدة}] \times v_b}{n_b}$$

اختر الإجابة الصحيحة:

1. أيٌّ من الصيغ أدناه هي الصيغة الأوَّلية للمُركَّب $C_{10}H_{12}$؟

a. $C_{10}H_{12}$ **c.** CH_2

b. CH **d.** C_5H_6

2. الصيغة الجُزيئيّة التي لها الصيغة الأوَّلية $C_2H_3Cl_2$ يمكن أن تكون:

a. $C_5H_6Cl_5$ **c.** $C_{10}H_9Cl_{10}$

b. $C_4H_6Cl_4$ **d.** $CHCl$

3. إذا كانت الصيغة الأوَّلية لأحد المُركَّبات هي CH_2، وكتلته المولية تساوي (112.2 g/mol)، فإن صيغته الجزيئيّة تكون:

a. CH_2 **c.** C_8H_{16}

b. C_4H_8 **d.** $C_{12}H_{24}$

4. إذا أُعطيت المعادلة الكيميائية الموزونة:

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

فكم عدد مولات غاز الهيدروجين التي ستتفاعل مع (3 moles) من غاز النيتروجين؟

a. 9 moles **c.** 1 mole

b. 3 moles **d.** $\frac{1}{3}$ mole

5. عندما يتفاعل غاز الأكسجين لتكوين غاز الأوزون وفقًا للتفاعل: $3O_{2(g)} \rightarrow 2O_{3(g)}$

فكم يبلغ الحجم بـ (dm^3) من غاز الأكسجين اللازم لإنتاج (4 dm^3) من غاز الأوزون؟

a. 2 dm^3 **c.** 4 dm^3

b. 3 dm^3 **d.** 6 dm^3

6. ما كتلة (2.5 mol) من الماء H_2O؟

a. 45.1 g **c.** 23.7 g

b. 2.5 g **d.** 10.00 g

7. ما عدد مولات الماء الموجودة في (3.011×10^{23}) جُزيء منه؟

a. 0.5 mol **c.** 5.0 mol

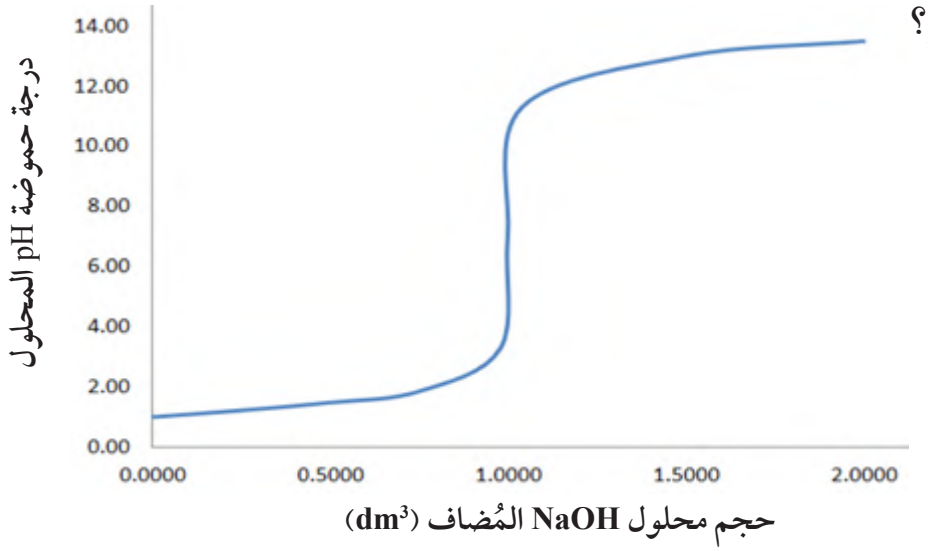
b. 0.1 mol **d.** 1.5 mol

8. بخصوص محلول مكوَّن من حمض وقاعدة يعادل كل منهما الآخر بشكل تام، يجب أن يساوي عدد مولات أيونات الهيدروجين الناتجة من الحمض عدد مولات:
   a. القاعدة
   b. أيونات الهيدروجين التي تأتي من القاعدة.
   c. أيونات الهيدروكسيد التي تأتي من الحمض.
   d. أيونات الهيدروكسيد التي تأتي من القاعدة.

9. أي الأدوات الآتية هي الأداة الأفضل للقياس في عملية المعايرة؟
   a. السحّاحة
   b. كأس زجاجية سعتها (250 mL).
   c. دورق حجمي مخروطي.
   d. مخبار مدرّج سعته (100 mL).

10. عندما يتغيَّر لون أحد الكواشف المستخدمة في عملية معايرة الحمض القوي والقاعدة القوية، فإن درجة الحموضة pH عند نقطة التكافؤ يمكن أن تساوي:
   a. 5
   b. 7
   c. 9
   d. 1

11. إذا أُعطيت منحنى المعايرة أدناه، فما حجم محلول NaOH المُضاف عند الوصول إلى نقطة التكافؤ؟



   a. 0.5000 dm^3
   b. 1.0000 dm^3
   c. 1.5000 dm^3
   d. 2.000 dm^3

12. جرى استخدام (100mL) من محلول NaOH تركيزه المولاري (1M) لمعايرة (100mL) من محلول H_2SO_4 عندها يكون التركيز المولاري لمحلول H_2SO_4:

a. 0.25 M
b. 0.50 M
c. 1.0 M
d. 2.0 M

أسئلة ذات إجابات قصيرة

الدرس 1-3 مفهوم المول

13. احسب عدد ذرّات الكربون الموجودة في عيّنة كتلتها (3.225g) من الكربون.

14. الكتلة المولية لعنصر ما هي (92.906g/mol). احسب كتلة ذرّة واحدة من هذا العنصر بوحدة amu.

15. ما حجم (100g) من غاز N_2 عند الظروف القياسية من درجة الحرارة والضغط STP؟

16. ما كتلة عيّنة من غاز O_2 حجمها عند الظروف القياسية من درجة الحرارة والضغط (STP)هو (100L)؟

17. احسب الكتلة المولية لمُركَّب ثاني أكسيد الكبريت SO_2.

18. ما عدد مولات غاز الأكسجين O_2 الموجودة في (100g) من الأكسجين؟

19. ما عدد جُزيئات غاز الميثان CH_4 الموجودة في (100g) من الميثان؟

20. احسب الكتلة المولية للمُركَّبات الآتية:

a. نيترات البوتاسيوم KNO_3
b. كربونات الصوديوم Na_2CO_3
c. نيتريد الكالسيوم Ca_3N_2

21. ما عدد مولات الهيدروجين الموجودة في عيِّنة كتلتها (100g) من حمض الأستيك (الخليك)، ذو الصيغة الجزيئية CH_3COOH

22. افترض أن حبّة الرمل لها شكل مكعَّب وكل جانب منه هو (0.6mm) احسب الآتي:

a. حجم حبة الرمل بوحدة m^3 .
b. حجم مول واحد من الرمل.
c. قطر كرة تحتوي على مول واحد من الرمل، مستخدمًا قاعدة الحجم الكرة الآتية:

$$v = \frac{4}{3} \pi r^3$$

الدرس 2-3 الحسابات الكيميائية

23. اكتب جملة تصف خلالها الحسابات الكيميائية.

24. ما الفرق بين الرقم السفلي والمُعامِل في المعادلة الكيميائية الموزونة؟

25. زن المعادلات الكيميائية الآتية:

a. $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$

b. $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

c. $Ca + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$

d. $SiCl_2 + H_2O \rightarrow SiO_2 + HCl$

26. احسب كتلة غاز الهيدروجين الناتج عندما تتفاعل كليًّا كتلة من فلزّ الخارصين تبلغ 4.225g مع محلول حمض الهيدروكلوريك وفقًا للمعادلة الآتية:

$$Zn_{(s)} + 2\,HC\ell_{(aq)} \rightarrow ZnC\ell_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

27. إذا علمت أن التفاعل: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$

ينتج $19.55dm^3$ من غاز الأمونيا، حدّد حجم غاز الهيدروجين الذي تفاعل مع كمّية وافية من غاز النيتروجين.

28. إذا أعطيت المعادلة: $4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Al_2O_{3(s)}$

احسب كتلة غاز الأكسجين التي تتفاعل بشكل كامل مع (350.0g) من فلزّ الألومنيوم.

29. يتحوَّل غاز الأكسجين O_2 الموجود في الهواء الى غاز الأوزون O_3 بسبب البرق، وفقًا للمعادلة الموزونة الآتية: $3O_2 \rightarrow 2O_3$

احسب حجم غاز الأوزون الناتج من تحويل (2500L) من غاز الأكسجين.

30. يتفاعل فلزّ النحاس إذا أضيف إلى محلول يحتوي على نيترات الفضة، لينتج حُبيبات صغيرة في هيئة أشواك من بلورات الفضة، كما هو مبيَّن في المعادلة الآتية:

$$Cu_{(s)} + 2AgNO_{3(aq)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Cu(NO_3)_{2(aq)}$$

احسب كتلة كل من: فلزّ النحاس ومُركَّب نيترات الفضة اللازمة لإنتاج 31.10g من الفضة (Ag).

31. احسب كتلة غاز الهيدروجين الناتج من تفاعل (2.558 g) من المغنيسيوم وفقًا للمعادلة الآتية:

$$3Mg_{(s)} + 2H_3PO_{4(aq)} \rightarrow 3H_{2(g)} + Mg_3(PO_4)_{2(s)}$$

32. يتفاعل مخلوط مُكَّون من مسحوق فلزّ المغنيسيوم ومسحوق مُركَّب نيترات الفضّة بوجود شرارة ساطعة جدًّا صادرة من ضوء أبيض بشكل مبهر للعين. ستتكوّن أيضًا سحابة من الدخان عند إضافة نقطة ماء واحدة. إذا كان التفاعل يحدث وفقًا للمعادلة الآتية:

$$2Mg_{(s)} + AgNO_{3(aq)} \rightarrow 2MgO_{(S)} + Ag_{(s)} + NO_{(g)}$$

a. احسب كتلة نيترات الفضّة التي ستتفاعل بشكل تام مع 1.000g من المغنيسيوم.

b. احسب كتلة نيترات الفضّة التي ستتفاعل بشكل تام مع 1.000g من المغنيسيوم إذا تغيَّرت ظروف التفاعل وتفاعل المغنيسيوم مع محلول نيترات الفضة وفقًا للتفاعل الآتي:

$$6Mg_{(s)} + 2AgNO_{3(aq)} \rightarrow 6MgO_{(s)} + 2Ag_{(s)} + N_{2(g)}$$

33. يتفكَّك مُركَّب أكسيد الزئبق (II) HgO إلى عنصرَيْه المكوِّنين له، عند تعرُّضه لطاقة حرارية عالية:

a. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لهذا التفاعل.

b. احسب كتلة الزئبق الناتج من تفكُّك 18.00g من HgO

34. في تفاعل الثيرمايت، يتفاعل مخلوط مكوَّن من مسحوق أكسيد الحديد (III) Fe_2O_3 مع مسحوق فلزّ الألومنيوم Al، إذا سُخِّن بشكل كافٍ لينتج مصهورًا من فلزّ الحديد وأكسيد الألومنيوم، حيث تكون درجة حرارته مرتفعة جدًّا. يمكن استخدام هذا المصهور في عملية لحام الحديد في الأماكن التي يصعب إيصال معدَّات اللحام العادية إليها، أو استخدامها فيها، بما في ذلك الأماكن التي تقع تحت الماء.

a. ابحث عن المعادلة الكيميائية التي تحدث بين مكوِّنات هذا المخلوط، ثم اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لهذا التفاعل.

b. احسب كتلة فلزّ الألومنيوم التي ستتفاعل تمامًا مع (1.000Kg) من Fe_2O_3

35. من المعروف أن استخدام الجازولين في المُركَّبات الآليّة كمصدر طاقة يُسبِّب العديد من مشكلات التلوُّث الهوائي. لذلك يتَّجه العالم إلى استخدام مصادر أخرى تخفِّف من التلوُّث وتسمّى الطاقة المتجدِّدة. إحدى تلك الوسائل هي استخدام الماء.

a. اقترح عمليات كيميائية يستخدم خلالها الماء، كمصدر للطاقة المتجدِّدة.

b. اكتب المعادلات الكيميائية الموزونة.

c. أوجد الكمّيات المطلوبة من المُتفاعِلات التي قد تُنتِج كمّية طاقة مساوية لكمّية الجازولين المُستخدَمة.

الدرس 3-3 الصيغة الأوّلية والصيغة الجُزيئية

36. ما الصيغة الأوَّلية للمُركَّب $Ca(OH)_2$؟

37. ما الصيغة الجُزيئية لمُركَّب كتلته المولية هي 174.02 g/mol وصيغته الأوَّلية هي $C_3H_7N_2O$؟

38. أعطِ مثالًا على مُركَّب تكون صيغته الجُزيئية هي نفسها صيغته الأوَّلية.

39. ما النسبة المئوية لتركيب كل عنصر مُكوِّن لمُركَّب بيكربونات الصوديوم $NaHCO_3$ ؟

40. مُركَّب مكوَّن من (8.464%) من الكربون، و (2.13 %)من الهيدروجين، و(89.43 %) من اليود، احسب صيغته الأولية.

41. ما الصيغة الأولية، والصيغة الجُزيئيّة لمُركَّب هيدروكربوني، كتلته الموليّة (84.16 g/mol) تم تحليله، فكانت نسبة كتلة الكربون المئوية فيه (85.62 %)، ونسبة كتلة الهيدروجين المئوية فيه (14.37 %)؟

42. مُركَّب مجهول، كتلته الموليّة (133.4 g/mol)، ونسبة كتلة الكربون المئوية فيه (18.01%)، ونسبة كتلة الهيدروجين المئوية فيه (2.26%)، ونسبة كتلة الكلور المئوية فيه (79.73%). احسب كلًّا من صيغته الأوَّلية، وصيغته الكيميائية.

43. مُركَّب صيغته الأوَّلية C_2H_4O، وكتلته الموليَّة (132.2 g/mol). حدِّد صيغته الجزيئية.

44. مُركَّب مُكوَّن من الكربون، والهيدروجين، والنيتروجين، وكتلته الموليّة (61.09 g/mol). تعرَّض لعملية احتراق كاملة وفقًا للمعادلة:

$$C_xH_yN_z + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + N_2$$

حدِّد كلًا من صيغته الأوَّلية، وصيغته الجزيئية، إذا علمتَ أن (4.320 g) منه أنتجت (3.112g) من غاز ثاني أكسيد الكربون، و(4.453 g) من الماء، و(2.971 g) من غاز النيتروجين.

45. اذكر، من خلال البحث، طريقتين يمكن من خلالهما تحديد الكتلة المولية لمُركَّب ما.

الدرس 3-4 معايرة الحمض والقاعدة

46. كم عدد مولات H_2SO_4 اللازمة تمامًا لمعايرة (0.5moles) من NaOH؟

47. ما حجم محلول NaOH ذي التركيز (0.75 M)، اللازم لمعادلة (50.00 mL) من محلول HCℓ ذي التركيز (0.75 M) بشكل تام؟

48. إذا كانت التركيز المولاري لمحلول حمض الهيدروكلوريك ($HC\ell$) (2.00 M)، فكم يبلغ حجم محلول حمض الهيدروكلوريك اللازم للتفاعل تمامًا مع (50 g) من هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ وفقًا للمعادلة الكيميائية الآتية:

$$2HC\ell_{(aq)} + Ca(OH)_{2(s)} \rightarrow CaC\ell_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

49. تمت عملية معايرة (15.45 mL) من محلول حمض الخلّيك CH_3COOH ذي التركيز (0.100 M) يحتوي على كاشف بمحلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH. فإذا لوحظ تغيُّر في لون المحلول بسبب وجود هذا الكاشف بعد إضافة (28.95 mL) من القاعدة، فكم يكون تركيز هذه القاعدة؟

50. ارسم بيانيًّا، وبشكل تقريبي، درجة الحموضة pH مقابل الحجم لمحلول قاعدة قوية (pH = 11) مضاف إلى محلول حمض قوي (V = 15 mL)، (pH = 2.5) جرت معايرته بهذه القاعدة. أشر بشكل واضح على الرسم البياني إلى قيمة كل من: pH الابتدائية، وpH النهائية، ونقطة التكافؤ. علمًا أن حجم المحلول عند نقطة التّكافؤ يساوي (20 mL).
(ملاحظة: الحمض أحادي البروتون، والقاعدة أحادية الهيدروكسيد).

51. عند معايرة (40.80 mL) من محلول هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ بمحلول حمض الهيدروكلوريك $HC\ell$ تركيزه (0.500 M)، لوحظ تغيُّر في اللون بسبب وجود كاشف بعد إضافة (21.05 mL) من محلول الحمض، ما تركيز محلول القاعدة؟

52. أظهرت عملية معايرة محلول NaOH أن هذه العملية قد احتاجت إلى ($10.55\ cm^3$) من محلول H_2SO_4 ذي التركيز (2.50 M)، تمت إضافتها لمعايرة ($25.00\ cm^3$) من محلول NaOH. ما تركيز هذا المحلول القاعدي؟

53. جرت عملية معايرة ($28.15\ cm^3$) من محلول NaOH ذي التركيز (0.500 M)، بمحلول HCl البالغ حجمه ($41.05\ cm^3$) إلى أن أصبح متعادلًا. ما تركيز محلول HCl؟

54. صمِّم تجربة ونفِّذها، لاستخلاص كواشف الحمض-القاعدة من مصادر مختلفة، مثل الملفوف الأحمر والتوت البرّي وأوراق الأزهار الملوّنة. استخدم محاليل حمضيّة وقاعديّة ومتعادلة لاختبار فاعليّة كل كاشف أمكنك استخلاصه. دوِّن في تقرير علميّ التصميم والنتائج التي توصّلت إليها.

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/Shutterstock; 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; Science Photo Library/Getty Images; Carlina Teteris/Getty Images; Kronholm, Susanne/Getty Images