وزارة التربيـــة والتعليـــم والتعليـــم العالـــي
Ministry of Education and Higher Education
State of Qatar • دولـــة قطـــر

الكيمياء

مدرسة قطر التقنية الثانوية

كتاب الطالب

المستوى الحادي عشر

CHEMISTRY
STUDENT BOOK

GRADE
11

الفصل الدراسي الأول
FIRST SEMESTER

طبعة 2024-1446

وزارة التربيـــة والتعليـــم والتعليـــم العالـــي
Ministry of Education and Higher Education
State of Qatar • دولـــة قطـــر

© وزارة التربية والتعليم 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 التربية والتعليم 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.

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

وزارة التربيـــة والتعليـــم والتعليـــم العالـــي
Ministry of Education and Higher Education
State of Qatar • دولـــة قطـــر

المراجعة والتّدقيق العلميّ والتّربويّ

إدارة المناهج الدّراسيّة ومصادر التّعلّم

إدارة التّوجيه التّربوي

خبرات تربويّة وأكاديميّة من المدارس

الإشراف العلميّ والتربويّ

إدارة المناهج الدّراسيّة ومصادر التّعلّم

الكيمياء

المقدّمة

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 تمكِّـن 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

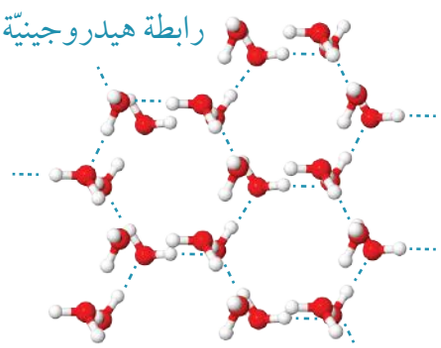
ماذا ستتعلّم من هذا الكتاب

الكيمياء علم مهم أساسي يجب على كل فرد أن يتعرف عليه ويتعمق فيه، 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 كلّهاتتطلب فهم لعلم الكيمياء.

غالبًا ما تعتبر الكيمياء مركز العلوم الحديثة. إذ تدرس الفيزياء المادة والطاقة والعلاقة بينها. بينما يهتم علم الكيمياء بدراسة تكوين المادة وتفاعلات المواد وتبادل الطاقة خلال هذه التفاعلات لتوليد مجموعة لانهائيّة من المواد، وما ينجم عن ذلك من تغييرات نلحظها. وفي الوقت عينه، يعدّ علم الأحياء الأكثر تعقيدًا، حيث يدرس الآلاف من الموادّ الكيميائيّة، ويفسر الملايين من التّفاعلات في النّظم المعقّدة الّتي هي الكائنات الحيّة. هل يمكنك توضيح كيفيّة ارتباط الكيمياء بما يتناسب مع كلّ صورة؟

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

يبدأ هذا الفصل الدّراسيّ بطرح أسئلة، مثل: كيف تتكوّن المركّبات؟ ولماذا؟ وتكمن الإجابات 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.

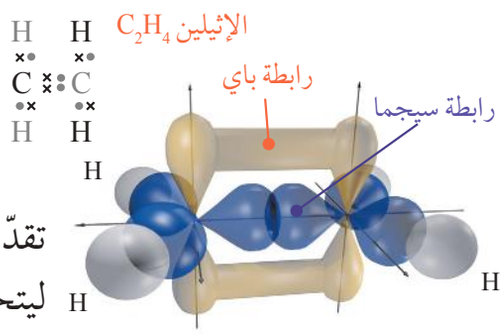


تركيب البلّورة السّداسيّة المفتوحة للجليد.

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

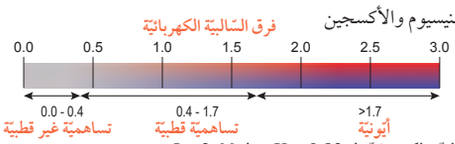
إن السّالبيّة الكهربائيّة هي قدرة الذّرّات على جذب زوج إلكترونات الرّابطة في الرّابطة الكيميائيّة.

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

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 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.

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** و**النّيوترونات Neutrons** و**الإلكترونات 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 السّاهميّة 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، Be و Mg؟

مخطّط المادّة

الوحدة 1

التّركيب الذرّيّ والرّوابط الكيميائيّة

لماذا ترتبط ذرّة أكسجين واحدة بذرّتَيْ هيدروجين لتكوين الماء؟ يفسّر الفرق بين ترتيب الإلكترونات في الذّرّات، وفي مستويات الطّاقة ويصف الروابط الكيميائية المختلفة.

الوحدة 2

الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

عند درجة حرارة الغرفة، لِمَ يكون، الماء سائلًا، والحديد صُلبًا، والميثان غازًا؟ القوى الجزيئيّة بين جزيئات المادّة، تقدّم شرحاً للحالات الصّلبة، السّائلة 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

التّركيب الذرّي والروابط الكيميائية 2

الدّرس 1-1 التّوزيع الإلكترونيّ 4

الدّرس 1-2 الرّوابط الكيميائيّة 21

الوحدة 2

الرّوابط الكيميائيّة وتركيب المادّة 38

الدّرس 2-1 القوى الجزيئيّة البينيّة 40

الوحدة 3

الحسابات الكيميائيّة 54

الدّرس 3-1 الصّيغة الأوليّة والصّيغة الجزيئية 56

C1101

الوحدة 1
التّركيب الذّرّيّ والرّوابط الكيميائيّة

في هذه الوحدة

الدّرس 1-1: التّوزيع الإلكترونيّ
الدّرس 1-2: الرّوابط الكيميائيّة

الوحدة 1

مقدمة الوحدة

عرفت فكرة الذّرّات منذ 2000 سنة على أقلّ تقدير، ولكن 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 أماكن محدّدة تسمّى الأفلاك الّتي 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 بواسطة الإلكترونات، إلّا أنّ بعض الإلكترونات فقط تشارك في التّرابط. ولذلك، يحدّد التّوزيع الدّقيق للإلكترونات في مستوى الطّاقة الأعلى، التّكافؤ وخصائص التّرابط الكيميائيّ لكلّ عنصر من العناصر.

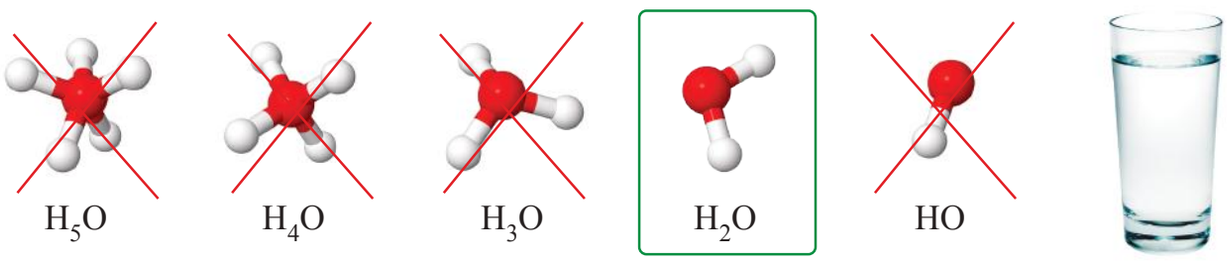
الأنشطة والتّجارب

1-1 التّوزيع الإلكترونيّ.

الدّرس 1-1
التّوزيع الإلكترونيّ

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

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



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

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

مخرجات التّعلّم

C1101.3 يكتب 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
مبدأالاستبعادلباولي	pauli exclusion principle
تمثيل لويس النّقطيّ	Lewis dot structure

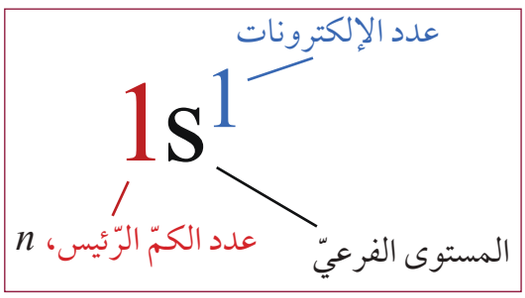
التّوزيع الإلكترونيّ

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

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

مبدأ أوفباو للبناء التّصاعديّ

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

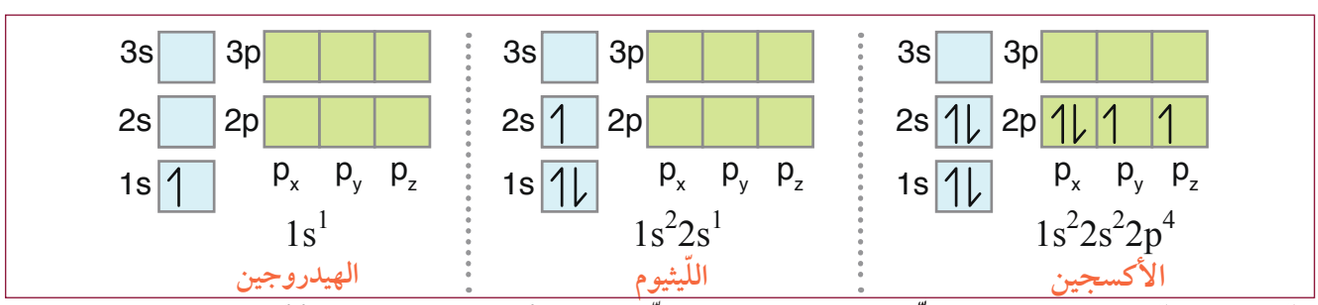


الشّكل 1-1 كيفيّة قراءة التوزيع الإلكترونيّ.

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

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

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



الشّكل 2-1 التّوزيع الإلكترونيّ لكلّ من الهيدروجين، واللّيثيوم، والأكسجين حسب مبدأ أوفباو وقاعدة هوند.

مبدأ باولي للاستبعاد والجدول الدوري

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

حيث يمكن أن نستنتج من خلال الجدول **1-1** صفحة (9) 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) إلكترونيين اثنين، أمّا أفلاك (p) فلديها ستّ مجموعات من أعداد الكمّ، لذلك من الممكن أن نجد ستّة إلكترونات في أفلاك (p). كذلك نجد أنّ الفلك (d) يستطيع أن يحتوي على عشرة إلكترونات .

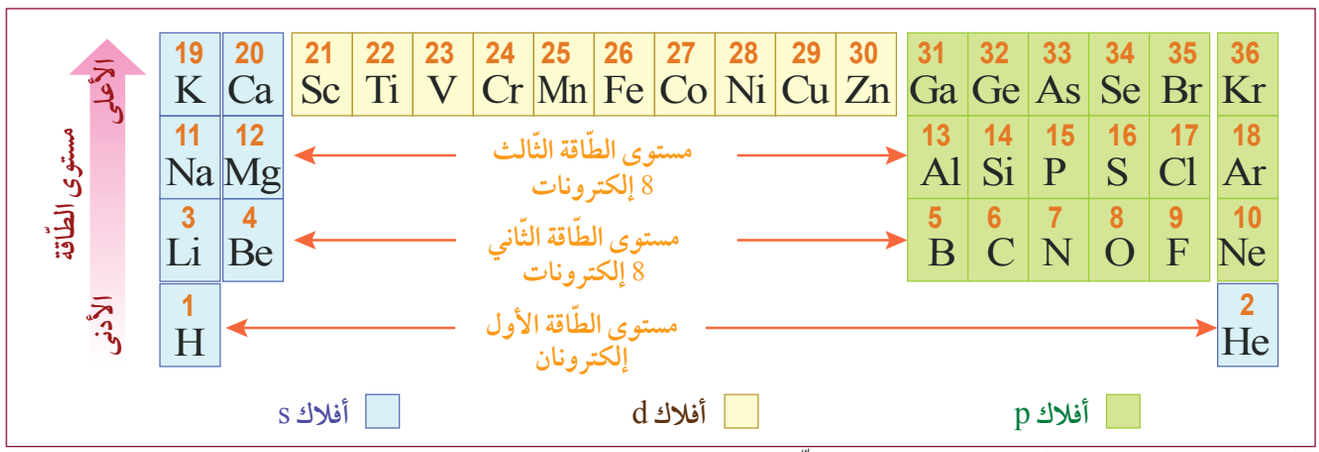
عدد الكمّ الرّئيس (n)	عدد الأفلاك في المستوى الرّئيس (n^2)	عدد الإلكترونات في المستوى الرّئيس ($2n^2$)
1	1	2
2	4	8
3	9	18
4	16	32

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

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

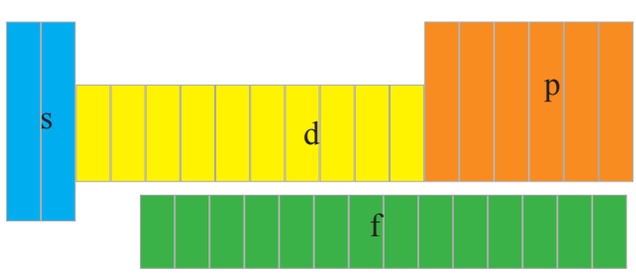
تمثّل الدورة في الجدول الدوري عدد مستويات الطاقة الرئيسة حول نواة الذرة.

يبيّن عدد الإلكترونات في كلّ مستوى طاقة ترتيب العناصر من كلّ دورة في الجدول الدّوريّ كما هو مبيّن في **الشّكل(a3-1)** حيث يمثّل مستوى الطّاقة الأوّل (H، He) الدورة الأولى من الجدول الدّوريّ الذي يحمل إلكترونين اثنين كحدّ أقصى في الفلك 1s، ويمثّل مستوى الطّاقة الثّاني (Li– Ne) الدورة الثانية من الجدول الدّوريّ مع كلّ من المستويين الفرعيّين s و p اللذين يحملان مجتمعين ثمانية إلكترونات.



الشّكل a3-1 الجدول الدّوريّ ومستويات الطّاقة.

ويمكن ترتيب عناصر الجدول الدوري بحسب توزيعها الإلكتروني إلى فئات أربع: عناصر الفئة (s) وعناصر الفئة (p) وعناصر الفئة (d) وعناصر الفئة (f) كما في الشكل **(b3-1).**



الشّكل b3-1 فئات الجدول الدوري.

قاعدة هوند

الأفلاك (p) الثّلاثة (p_z، p_y، p_x) لها الطّاقة ذاتها ، وذلك لوجودها على مسافة متساوية من النّواة. وللتقليل من تنافر إلكتروناتها، تمتلئ الأفلاك الفرعيّة (p_z، p_y، p_x) بالإلكترونات بشكل فرديّ قبل أن تمتلئ بصورة مزدوجة، وبذلك تجعل التّنافر بين الإلكترونات في حدّه الأدنى، فيتخذ ترتيب الالكترونات الطّاقة الأدنى. وهذا ما يسمّى **بقاعدة هوند Hund's rule** نسبة إلى العالم فريدريك هوند الّذي اكتشف ذلك عام 1925. يبيّن **الجدول 1-2** كيفيّة تطبيق قاعدة هوند على التّوزيع الإلكترونيّ لذرّات العناصر: البورون والكربون والنّيتروجين والأكسجين. لاحظ التّوزيع الإلكترونيّ لذرّة عنصر النّيتروجين، حيث تجد أنّ كلّ فلك من أفلاك p يحتوي على إلكترون واحد، بدلًا من وجود إلكترونين اثنين في الفلك p_x.

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

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

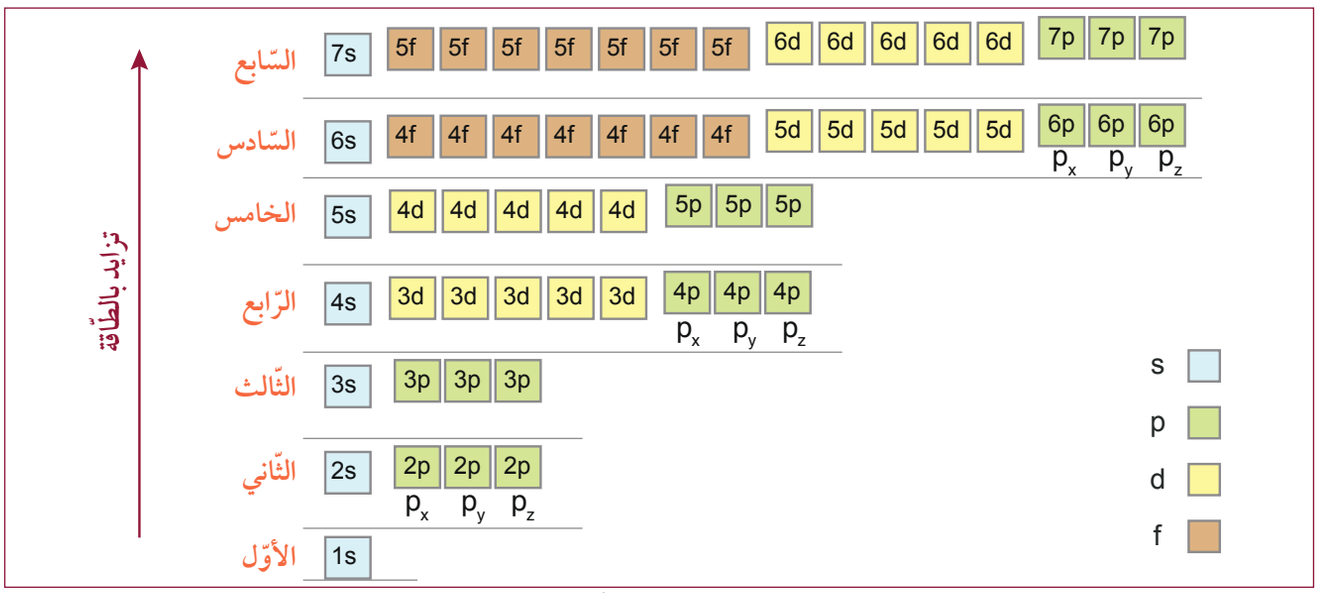
الجدول 1-2 التوزيع الالكتروني بحسب قاعدة هوند.

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

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

كيفيّة كتابة التّوزيع الإلكترونيّ

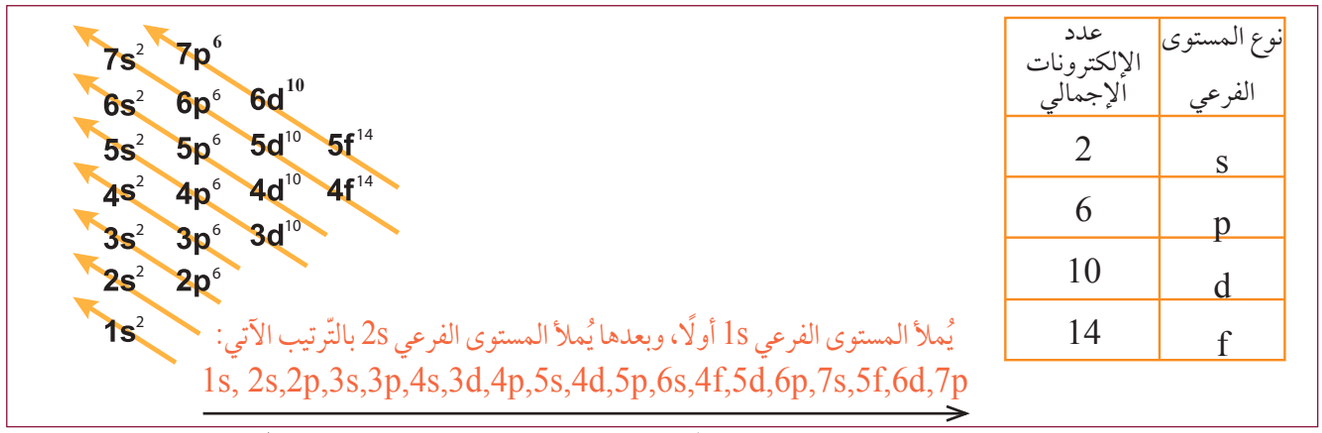
لكتابة التّوزيع الإلكترونيّ لذرّة ما، يجب أن نعرف كيفيّة ترتيب الأفلاك في مستويات الطّاقة الرّئيسة. لكنّ الأمر ليس بهذه السّهولة لوجود تداخل بين مستويات الطّاقة الفرعيّة . يبيّن **الشّكل 1-4** مستويات الطّاقة السّبعة، والأفلاك الموجودة داخل كلّ منها.



الشّكل 1-4 ترتيب الأفلاك في مستويات الطّاقة السّبع الرّئيسة تبعاً للتزايد في طاقتها.

يتّضح من **الشّكل 1-4** 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 1-5** طريقة ترتيب ملء الإلكترونات في المستويات الفرعيّة. لاستخدام المخطّط عليك البدء بالفلك 1s، ثمّ اتبع الأسهم من أسفل إلى أعلى، ومن يمين السهم إلى اليسار. فمثلًا:

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



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

الشّكل 1-5 طريقة ترتيب الإلكترونات في مستويات الطّاقة، وعدد الإلكترونات الإجماليّ لكلّ مستوى فرعيّ.

يعدّ **الشّكل 1-5** الطّريقة الأسهل لكتابة التّوزيع الإلكترونيّ للعناصر؛ وذلك باتّباع ترتيب ملء الأفلاك حتّى يكتمل عدد إلكترونات العنصر، بحيث تكون جميع مستويات الطّاقة الدّاخليّة ممتلئة كلّيًّا، أمّا مستوى الطّاقة الخارجيّ فيمكن أن يكون غير ممتلئ كلّيًّا.

مثال 1

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

الحلّ: لعنصر النيتروجين 7 إلكترونات.

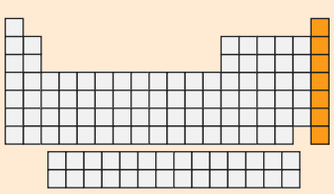
1. استخدم المخطّط في **الشّكل** 1-17 لمعرفة ترتيب ملء المستويات الفرعيّة، وتحديد سعة كلّ مستوى فرعيّ.
2. إبدأ بملء المستويات الفرعيّة من الأدنى طّاقة إلى أعلى، على أن تملأ كلّ مستوى فرعيّ كلّيًّا قبل الانتقال إلى المستوى الفرعيّ الّذي يليه حتّى تصل إلى ملء 7 إلكترونات.

الجواب $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

الغازات النّبيلة (الخاملة)

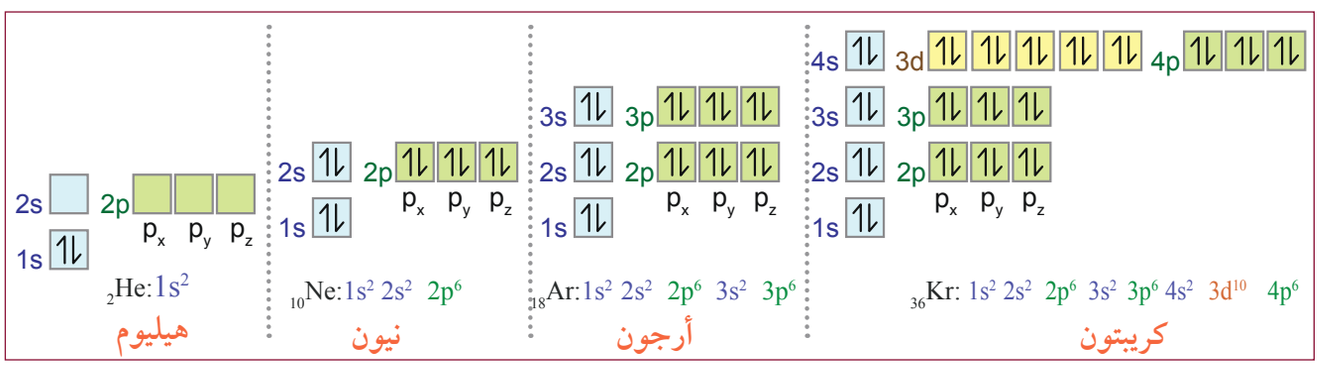
العناصر الأربعة الأولى من الغازات النّبيلة على التّوالي هي: الهيليوم (He)، النّيون (Ne) ، الأرجون (Ar)، الكريبتون (Kr). هذه العناصر لا ترتبط كيميائيًّا بأيّ من عناصر الجدول الدّوريّ الأخرى (مع بعض الاستثناءات النّادرة).

سؤال للمناقشة



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

السّبب الّذي يوضح عدم قدرة الغازات النّبيلة على تكوين روابط كيميائيّة، يجعلنا نفهم لماذا تستطيع العناصر الأخرى تكوين روابط. اُنظر إلى مستويات الطّاقة لكلّ من العناصر: الهيليوم، والنّيون، والأرجون، والكريبتون المبيّنة **بالشّكل 1-6**. ما هو القاسم المشترك بينها؟



الشّكل 1-6 مستويات الطّاقة لكلّ من الغازات النّبيلة الأربعة الأولى.

أُنظر إلى الأفلاك الّتي تمثّل أعلى عدد كمّ رئيس. للهيليوم الفلك (s) فقط، ولكنّ هذا الفلك (s) ممتلئ كلّيًّا. أمّا النّيون والأرجون والكريبتون، فجميعها لديها مستوى الطّاقة الأعلى ممتلئ كلّيًّا. **(الشّكل 1-7)**.

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 1-7 التّوزيع الإلكترونيّ للغازات النّبيلة.

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

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

مثال 2

السؤال: اكتب التّوزيع الإلكترونيّ لعنصر السّيليكون Si_{14} بدلالة الغاز النبيل.

الحلّ: لعنصر السّيليكون 14 إلكترونًا.

1. استخدم المخطّط في **الشّكل** 1-5 لمعرفة ترتيب ملء المستويات الفرعيّة، وتحديد سعة كلّ مستوى فرعيّ.
2. إبدأ بملء المستويات الفرعيّة من الأدنى طّاقة إلى الأعلى طاقة، على أن تملأ كلّ مستوى فرعيّ 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.

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

الجواب

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

وبما أن المستويات الفرعية $1s^2 2s^2 2p^6$ تمثل التوزيع الإلكتروني لعنصر النيون فإن توزيع السيليكون يصبح

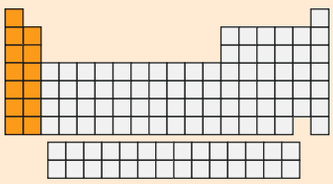
$[Ne]3s^2 3p^2$

فلزّات المجموعة 1 و المجموعة 2

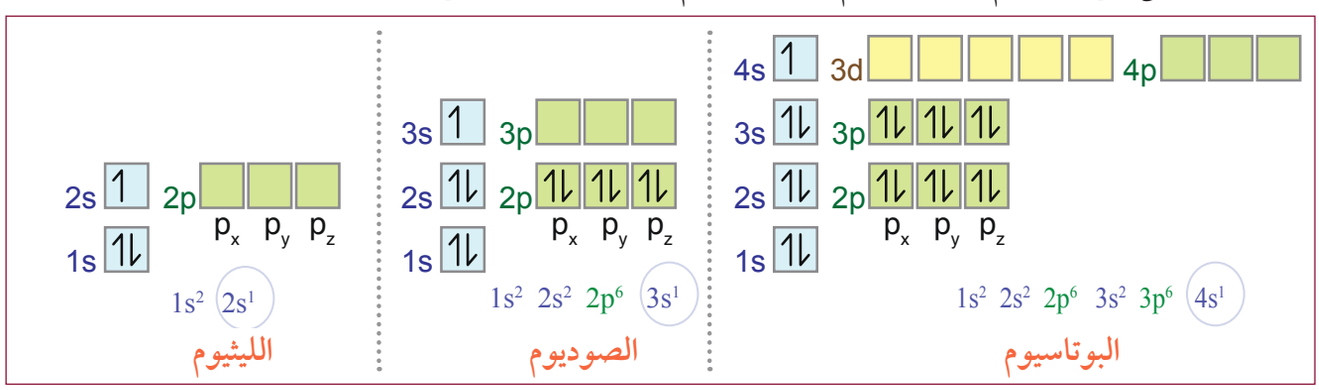
الفلزّات القلويّة (عناصر المجموعة1) والفلزّات القلويّة الأرضيّة (عناصر المجموعة 2) تفقد الإلكترونات بسهولة. فذرّة الصّوديوم تكوّن أيّونًا موجبًا (Na^+)، عندما تفقد الإلكترون الوحيد لديها في مستوى الطّاقة الأعلى. كذلك أيضًا يتكوّن أيّون اللّيثيوم الموجب الشّحنة (Li^+) وأيّون البوتاسيوم الموجب الشّحنة (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.

سؤال للمناقشة

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

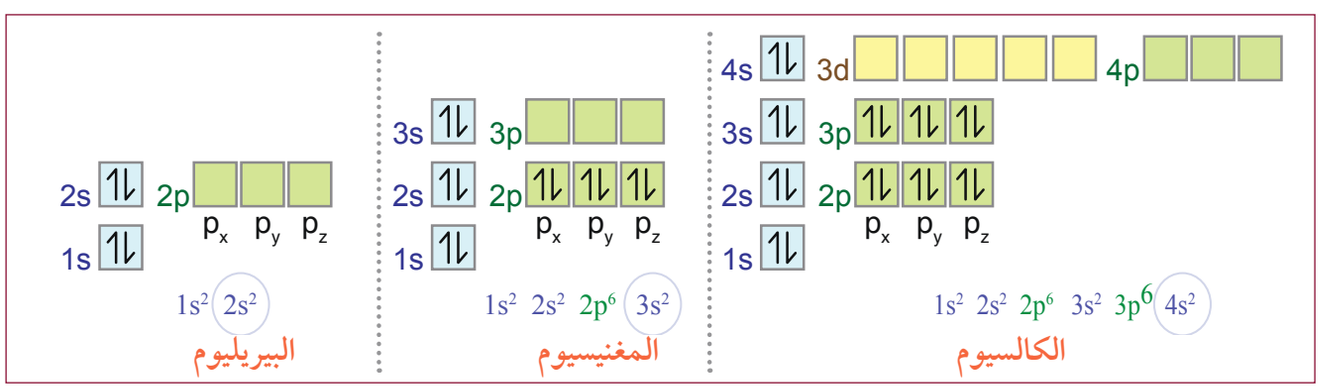


يظهر **الشّكل 1-8** أنّ الإلكترون الثّالث لذرّة عنصر اللّيثيوم ($2s^1$) يوجد بمفرده في مستوى الطّاقة الثّاني. أمّا ذرّة عنصر الصّوديوم، فيوجد فيها الإلكترون الحادي عشر ($3s^1$) بمفرده في مستوى الطّاقة الثّالث. في حين أن لذرّة عنصر البوتاسيوم إلكترونًا واحدًا ($4s^1$) في مستوى الطّاقة الرّابع. تفقد ذرّات 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 1-8 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+} وCa^{2+}. هل يمكنك توقّع ذلك من التّوزيع الإلكترونيّ في **الشّكل 1-9**؟

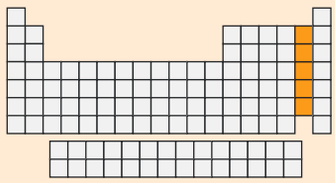


الشّكل 1-9 للفلزّات القلويّة الأرضيّة غير المرتبطة إلكترونان اثنان في المستوى الفرعيّ (*s*).

الهالوجينات

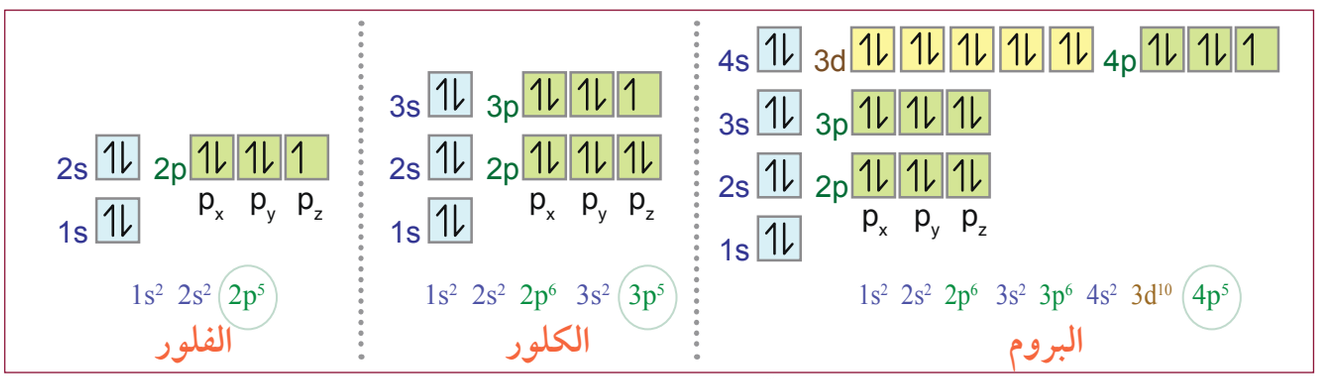
سؤال للمناقشة

لماذا تكوّن الهالوجينات رابطة كيميائيّة واحدة فقط؟



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

يبيّن **الشّكل 1-10** التّوزيع الإلكترونيّ لثلاثة من عناصر الهالوجينات . هل يمكنك أن تتوقّع سبب ميل هذه العناصر إلى اكتساب إلكترون واحد؟



الشّكل 1-10 التّوزيع الإلكترونيّ للهالوجينات الثّلاثة الأولى Br، و Cℓ و F.

لدى اكتساب الهالوجينات الكتروناً واحداً، تحقّق أدنى مستوى طاقة، وذلك بحصولها على توزيع 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.

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

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

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

التّوزيع الإلكترونيّ للأيّونات

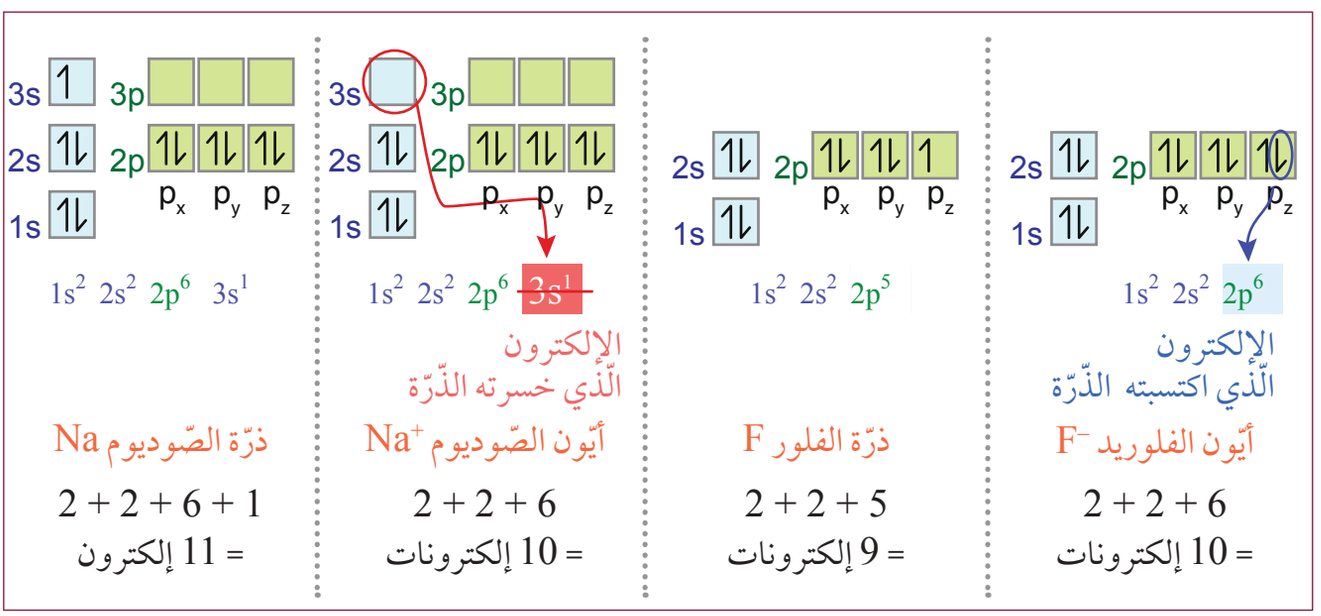
سؤال للمناقشة

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 اكتسب إلكترونًا، وبذلك يزداد عدد الإلكترونات في أيّون الفلوريد عن عدد البروتونات بواحد.

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



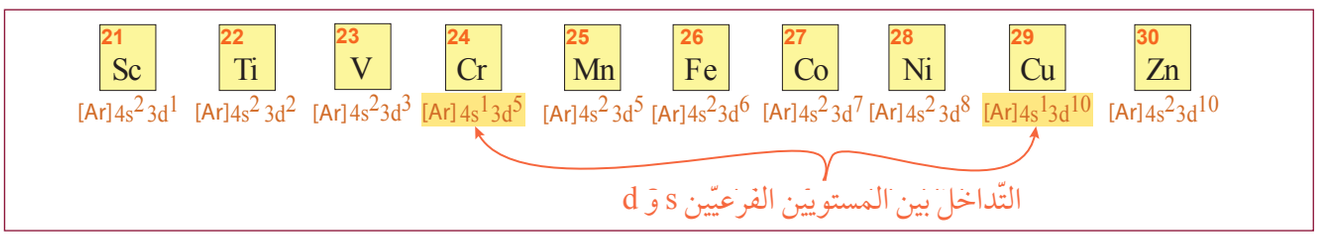
الشّكل 1-11 التّوزيع الإلكترونيّ لكلّ من أيّون الصّوديوم Na^+ وأيّون الفلوريد F^-.

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

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

الفلزّات الانتقاليّة (السّلسلة الانتقاليّة الأولى)

الإلكترونات الموجودة في المستويين الفرعيّين 4s و 3d لها طاقة متقاربة. وهذا ينطبق أيضًا، على طاقة الإلكترونات الموجودة في المستويين الفرعيّين 5s و 4d. فالمستوى الفرعي 4s له طاقة أقل بقليل من المستوى الفرعي 3d لذلك تملأ الالكترونات المستوى الفرعي 4s أولاً ثم المستوى الفرعي 3d. مع ذلك نجد بعض الاستثناءات في التوزيع الالكتروني لبعض الفلزات الانتقالية كما هو الحال لعنصري الكروم $_{24}Cr$ و النحاس $_{29}Cu$ **(الشّكل 1-12)**



الشّكل 1-12 التّوزيع الإلكترونيّ لفلزات السلسلة الانتقالية الأولى. لاحظ التّداخل بين المستويين الفرعيّين s و d.

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

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

مثال 3

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

الحلّ: لعنصر الكوبلت 27 إلكترونًا.

اِستخدم المخطّط في **الشّكل 1-5**، الصفحة 8 لمعرفة ترتيب ملء المستويات الفرعيّة، وتحديد سعة كلّ مستوى فرعيّ.

يكتب التّوزيع الإلكترونيّ لعنصر الكوبلت كالآتي:

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

أو $[Ar]4s^2\ 3d^7$

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

قواعد تحديد عدد إلكترونات التّكافؤ

(1) اِبدأ بكتابة التّوزيع الإلكترونيّ للذّرّة في مستوى الطّاقة الاعتياديّ.

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

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

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

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

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

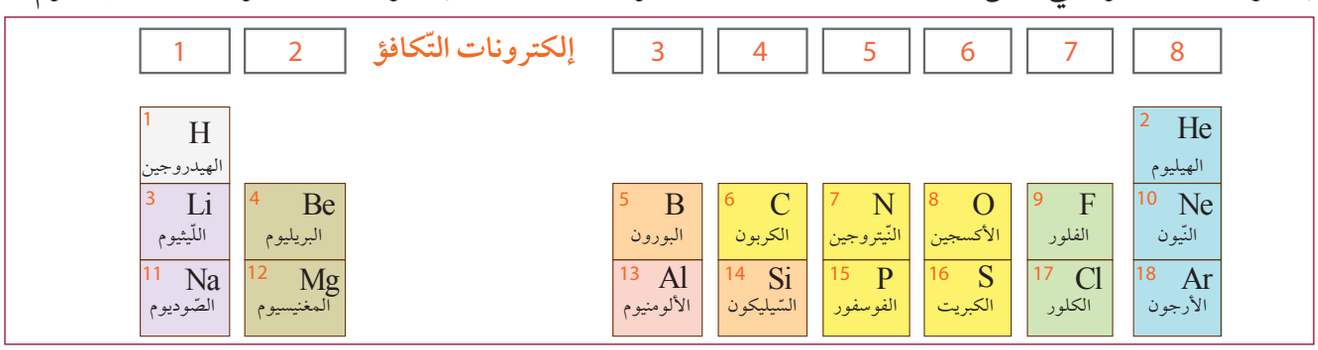
(3) الإلكترونات، الموجودة في أعلى مستوى طاقة مشغول بالإلكترونات، هي إلكترونات التّكافؤ.

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

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

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

يتزايد عدد إلكترونات التّكافؤ عندما نتّجه من يسار الجدول الدّوريّ إلى يمينه (**الشّكل 1-13**). 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 1-13 إلكترونات التّكافؤ تختلف عبر الجدول الدّوريّ.

تعريف التّكافؤ

التّكافؤ Valency هو عدد الإلكترونات الّتي يمكن أن تكتسبها الذرة أو تفقدها أو تشارك بها لتكوين الرّوابط الكيميائيّة. إذ يظهر **الجدول 1-3** أنّ لعنصر النّيتروجين خمسة إلكترونات تكافؤ، ولكنه يستطيع تكوين 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.

أما عنصر الفلور لديه إلكترون واحد غير مزدوج، لذلك يكوّن رابطة كيميائية واحدة، وبالتالي تكافؤ الفلور هو واحد.

	التّوزيع الإلكترونيّ	1s 2s $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$	إلكترونات التّكافؤ	التّكافؤ
النّيتروجين	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	↿⇂ ↿⇂ 1 1 1	5	3
الأكسجين	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	↿⇂ ↿⇂ ↿⇂ 1 1	6	2
الفلور	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	↿⇂ ↿⇂ ↿⇂ ↿⇂ 1	7	1

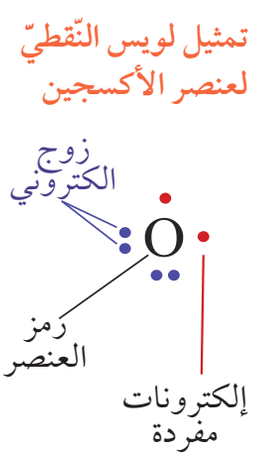
الجدول 1-3 الكترونات التكافؤ و التكافؤ لبعض العناصر .

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 1-14**. أمّا لعنصر البورون فهناك أيضًا استثناءات؛ لذلك نجد أنّ تكافؤ هذا العنصر هو ثلاثة. هذه الاستثناءات سوف تُشرح لاحقًا.

الشّكل 1-14 التّداخل بين المستويين الفرعيّين *s* و *p* في ذرّتي العنصرين: الكربون والبورون.

تمثيل لويس النقطي للعناصر

يمكن تمثيل الكترونات التكافؤ لذرة عنصر ما باستخدام **تمثيل لويس النّقطيّ Lewis dot diagram** إذ تمثّل إلكترونات التّكافؤ الثّمانية الممكنة بثماني نقاط مرتّبة حول رمز العنصر. يُظهر تمثيل لويس النّقطيّ للإلكترونات الخاصّ بذرّة الأكسجين 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 1-15**).



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 1-15 تمثيل لويس النقطي للعناصر الـ 18 الأولى في الجدول الدّوريّ. نلاحظ أن إلكترونات تكافؤ عنصر الهيليوم هي 2 وليس 8، ولكنه يقع بالمجموعة 18 وهو أخف الغازات النّبيلة.

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

الشّكل 1-16 تمثيل لويس النقطي والروابط الكيميائية المحتملة.

تحتوي ذرّة الكربون على 4 إلكترونات تكافؤ، وهي تمثّل 4 روابط محتملة تستطيع ذرّة الكربون تكوينها (**الشّكل 1-16**). وتحتوي ذرّة النّيتروجين على خمسة إلكترونات تكافؤ؛ ممّا يفسّر وجود زوج إلكترونات واحد، وثلاثة إلكترونات مفردة موجودة لتكوين روابط كيميائيّة. كما يُظهر تمثيل لويس النّقطيّ لذرّة الأكسجين وجود زوجي إلكترونات وإلكترونين مفردين، يمكن لكلّ من الإلكترونيّن المفردين تكوين رابطة كيميائيّة.

تدريبات على إلكترونات التّكافؤ

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

a. أُكتب 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، واكتب 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 تكافؤ كل منهما يساوي 1، ويقعان في الدّورة الثّانية من الجدول الدّوريّ.

الحلّ:

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

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

1-1 التّوزيع الإلكترونيّ

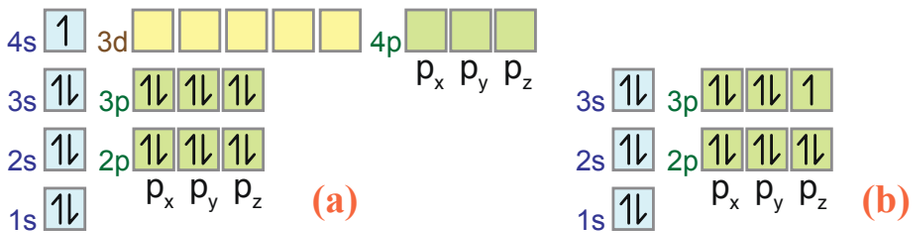
سؤال الاستقصاء	كيف نصف ترتيب الإلكترونات داخل الذّرّة؟
الموادّ المطلوبة	لا يوجد

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

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

تقويم الدّرس 1-1

1. مستعينًا بالجدول الدّوريّ، أُكتب رموز العناصر الّتي ينتهي التّوزيع الإلكترونيّ لها بـ p^4.
2. انظر الى التوزيعات 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 ألومنيوم	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 عنصر الأكسجين وتكافؤه؟
   c. أُكتب تمثيل لويس النّقطيّ لعنصر النيتروجين.

4. كتب طالب التّوزيع الإلكترونيّ الآتي: $1s^22s^12p^63s^13p^1$. حدّد خطأ الطّالب، واكتب التّوزيع الإلكترونيّ الصّحيح لهذا العنصر؛ علّل إجابتك.
5. اِستخدم التّوزيع الإلكترونيّ لتحديد أيّ من العناصر الآتية يختلف كيميائيًّا عن العناصر الأخرى: الألومنيوم Al، البورون (B)، الكالسيوم Ca، المغنيسيوم Mg، الجاليوم Ga. علّل إجابتك.
6. ما عدد الإلكترونات الموجودة في مستوى الطّاقة الثّالث لعنصر الفوسفور P؟
7. اِستخدم تمثيل لويس النقطي للإلكترونات المبيّن أدناه، وقائمة العناصر المرفقة لمطابقة العنصر الصّحيح مع تمثيل لويس النّقطيّ التّابع له:

البورون	المغنيسيوم	الأكسجين	الأرجون	الفوسفور	السيليكون

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

الدّرس 1-2
الرّوابط الكيميائيّة

الرّوابط الكيميائيّة قويّة بشكل غير اعتياديّ على مستوى الذّرّات، فلك أن تتخيَّل إبعاد شخصين ممسك أحدهما بالآخر بقوّة تساوي كتلتهما، إذ تحتاج هذه العمليّة إلى طاقة تساوي 640 J تقريبًا. قارن بين هذه القيمة وقيمة الطّاقة الّتي تلزم لتفكيك ذرّتيّ أكسجين إحداهما عن الأخرى (2023125000 J) والموجودة في كتلةٍ مقدارها 130 Kg من جزيئات الأكسجين والمساوية لكتلة الشخصين. فقوّة الرّوابط الكيميائيَّة تكون أقوى بمليون مرَّة من القوى الّتي يمكننا إنتاجها بواسطة العضلات.

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

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

هناك مفهوم خاطئ وشائع الاعتقاد فحواه الماء المغليّ المتحوِّل إلى بخار يفصل الهيدروجين والأكسجين إلى حالتهما الغازيَّة الأوّليّة. هذا ممكن بالتّأكيد، 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 °C إلى هيدروجين وأكسجين طاقة مقدارها 15,566 J، وهذا يعادل سبعة أضعاف الطاقة اللازمة للغليان. فالماء يغلي عند 100 °C. وللبدء بفصل جزيئات الماء إلى هيدروجين وأكسجين لا بُدّ من درجات حرارة أعلى من 2400 °C.

مخرجات 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.

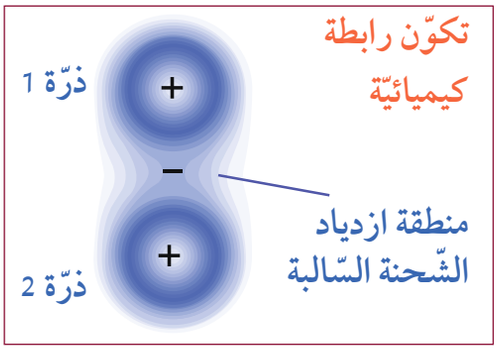
C1101.5 يصف الرَّابطة التَّساهميَّة بدلالة تداخل الأفلاك، وتكوّن روابط (سيجما σ)، وروابط (باي π).

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

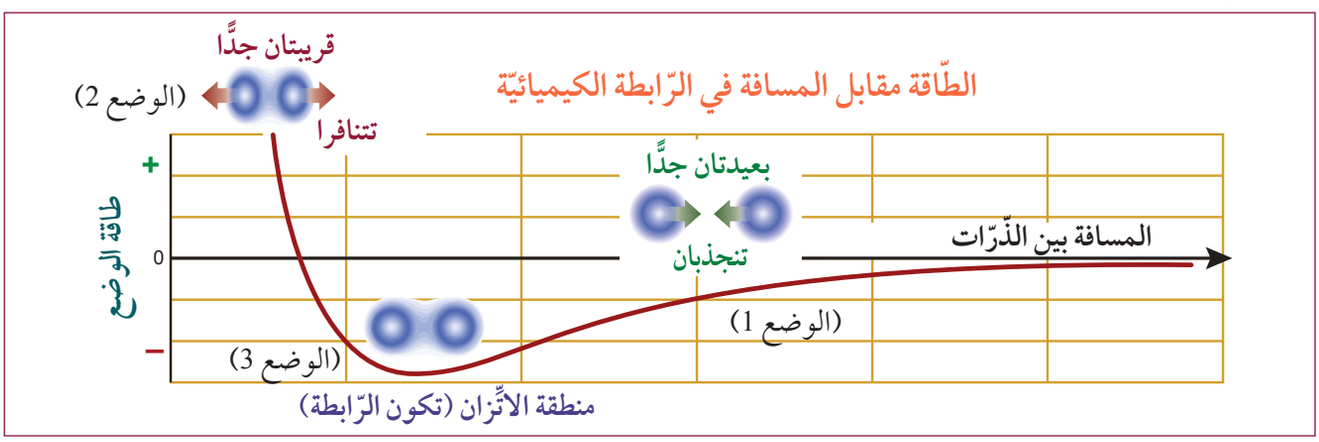
الرَّوابط الكيميائيَّة والطَّاقة

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 1-17** زوجًا من الإلكترونات المشتركة في رابطة كيميائيَّة، تؤدّي إلى نشوء منطقة صغيرة من الشّحنة السّالبة، تجذب النّواتين الموجبتين الشّحنة اللّتين تقعان إلى جانبيها.



الشّكل 1-17 زوج من الإلكترونات مشترك بين ذرَّتين.

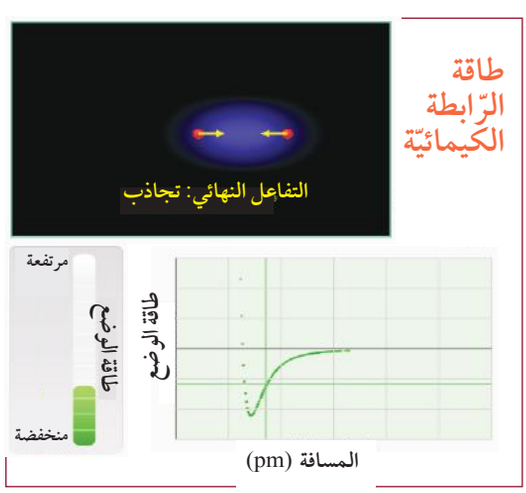
يوضح **الشّكل 1-18** الطّاقة الكلّيّة لنظام مكوّن من ذرّتين عندما تكونان على مسافات مختلفة إحداهما من الأخرى. فالذّرّتان تتجاذبان عندما تكون بينهما مسافات كبيرة نسبيًّا (الوضع 1)، وتنخفض طاقة الرّابطة كلّما تقاربتا. وفي نهاية المطاف تتداخل السّحابتان الإلكترونيّتان بشكل كبير، وتتنافر الذّرّتان، ولكنّ تقاربهما يزيد ذلك من الطّاقة، (الوضع 2) وتكون طاقة النّظام في حدّها الأدنى، عندما تكون الذّرّتان عند نقطة اتّزان ما بين تكوّن رابطة كيميائيّة وعدمها (الوضع 3).



الشّكل 1-18 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 1-19** 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؛ لأن الطّاقة قد تحرّرت منه.



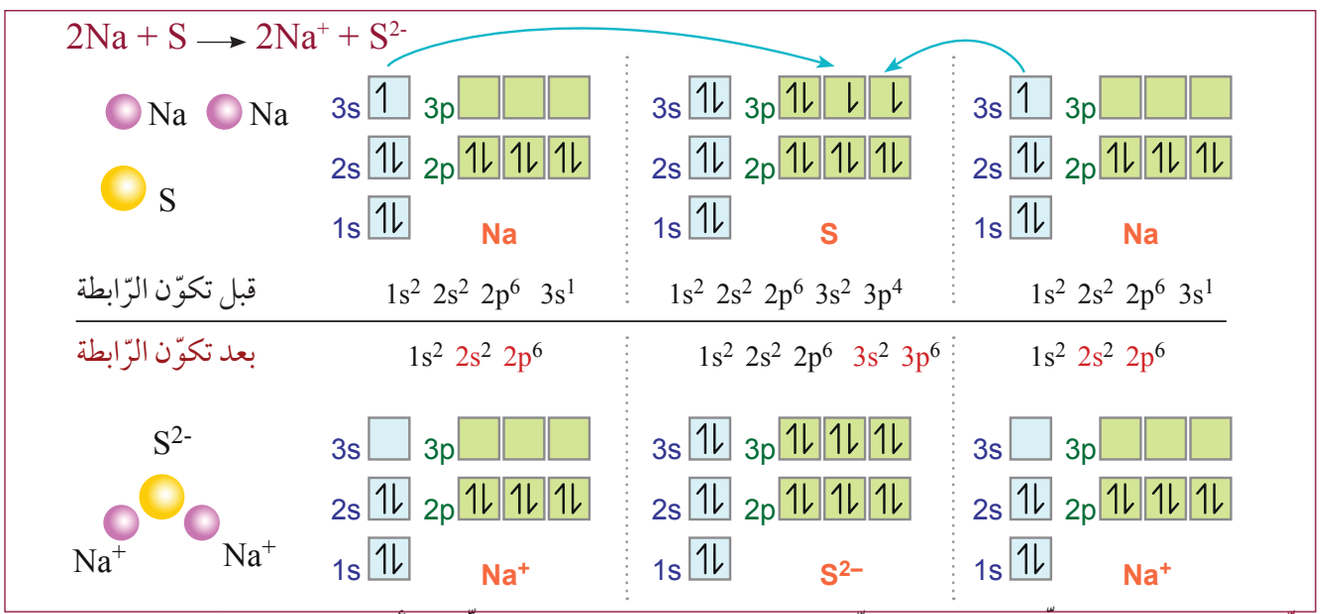
الشّكل 1-19 محاكاة تفاعليّة لطاقة الرّابطة.

الرّوابط والتّوزيع الإلكترونيّ

سؤال للمناقشة

ما الأيّون الّذي يمكن أن تكوّنه ذرّة الكبريت ؟

يوضح **الشّكل 1-20** كيف يتّحد عنصرا الصّوديوم والكبريت معًا لتكوين مركّب كبريتيد الصّوديوم (Na_2S). فذرّة الصّوديوم تحتوي على إلكترون تكافؤ واحد، لذا يمكن أن تفقد هذا الإلكترون لتكوّن رابطة كيميائيّة واحدة فقط، في حين تحتوي ذرّة الكبريت على ستّة إلكترونات تكافؤ، وتكافؤها يساوي اثنين، ويمكنها أن تكتسب إلكترونين اثنين لتكوّن رابطتين كيميائيّتين. ولكي يصل كلا العنصرين إلى حالة الحدّ الأدنى للطّاقة، والّتي تتمثّل في امتلاكهما مستويات طاقة ممتلئة، تفقد كلّ ذرّة من ذرّتي الصّوديوم إلكترونًا واحدًا تكتسبه ذرّة الكبريت، والّتي تحتاج إلى إلكترونين اثنين، فتكون النتيجة تكوّن اثنين من أيّونات الصّوديوم الموجبة الشّحنة، فينجذبان إلى أيّون الكبريتيد ذي الشّحنة السّالبة لتكوين رابطة أيّونيّة.



الشّكل 1-20 التغيّرات الّتي تحدث في التّوزيع الإلكترونيّ عند تكوين المركّب الأيّونيّ كبريتيد الصّوديوم.

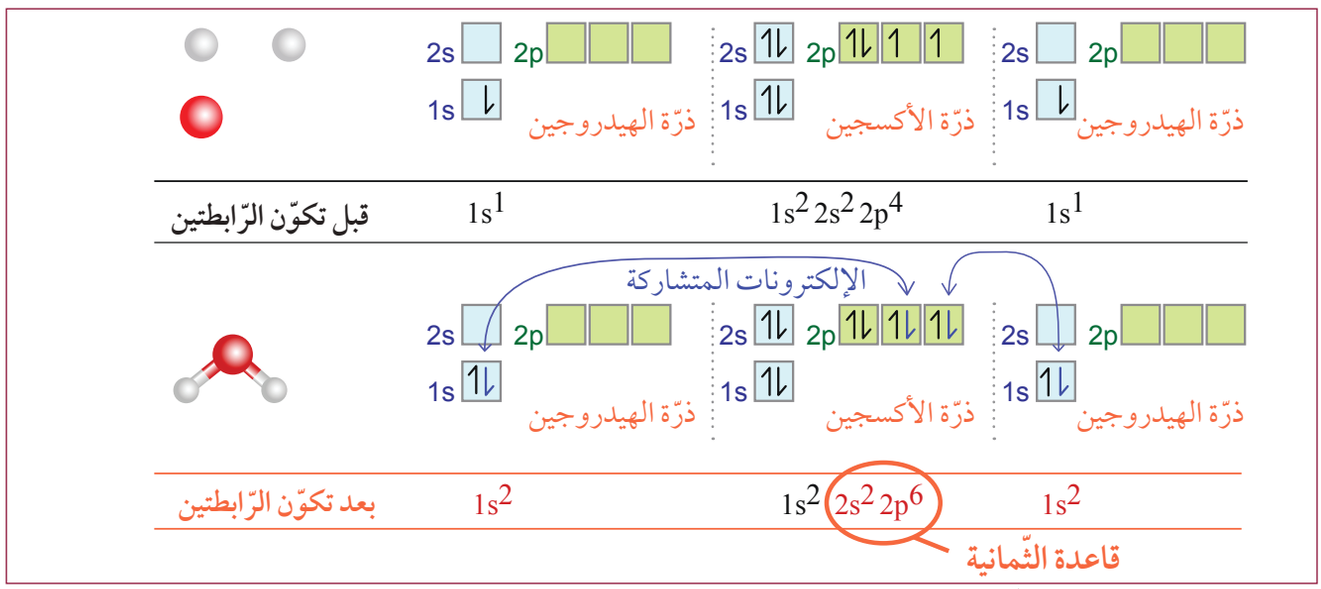
بعد تكوّن الرّابطة، يكون لكلّ أيّون صوديوم Na^+ توزيع إلكتروني مماثل للتّوزيع الإلكترونيّ لذرّة النّيون، وهو: $1s^22s^22p^6$، في حين يكون التّوزيع الإلكترونيّ لأيّون الكبريتيد S^{2-} مماثلًا للتّوزيع الإلكترونيّ لذرّة الآرجون، وهو: $1s^22s^22p^63s^23p^6$؛ عندها تكون الصّيغة الكيميائيّة لمركّب كبريتيد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

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

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

قاعدة الثّمانية

عند تكوّن أي مركب تساهمي، تكون الإلكترونات مشتركة بين ذرتين. حيث يوضح **الشّكل 1-21** كيف تصل ذرّتا الأكسجين والهيدروجين إلى مستويات طاقة ممتلئة بواسطة التّشارك بزوج من الإلكترونات، حيث تتشارك ذرّة أكسجين واحدة مع ذرّتي هيدروجين. وهذا يفسّر أن الصّيغة الكيميائيّة للماء هي H_2O، وليست H_3O، أو H_5O.

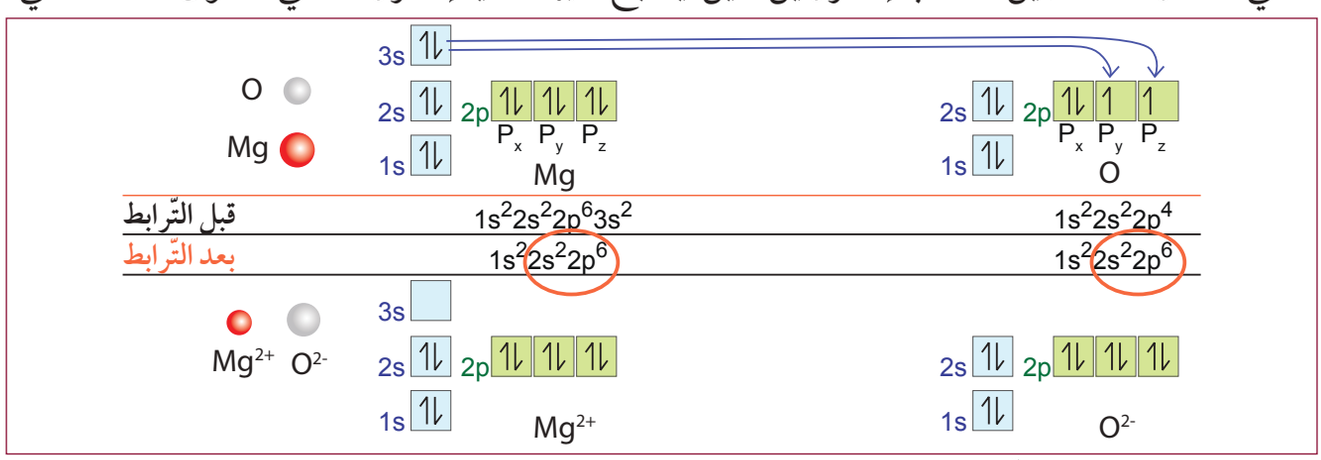


الشّكل 1-21 تفسّر قاعدة الثّمانية سبب ارتباط ذرّتي هيدروجين بذرّة أكسجين واحدة في مركّب H_2O.

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 لتصل إلى ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير وهو ما يعرف بقاعدة الثمانية.

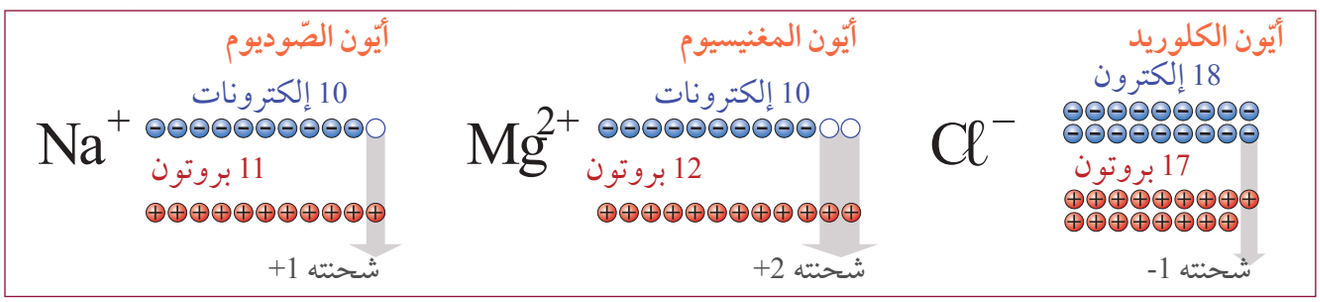
كما يبيّن **الشّكل 1-22** تطبيقًا لقاعدة الثّمانية في تكوين المركّب أكسيد المغنيسيوم MgO، حيث تفقد ذرّة المغنيسيوم إلكترونين اثنين من المستوى الفرعي (3s) ليصبح لديها ثمانية إلكترونات في مستوى الطّاقة الثّاني. أما ذرّة الأكسجين فتكسب إلكترونين اثنين ليصبح لديها ثمانية إلكترونات في مستوى الطّاقة الثّاني.



الشّكل 1-22 تفسّر قاعدة الثّمانية سبب ارتباط ذرّة المغنيسيوم مع ذرّة الأكسجين.

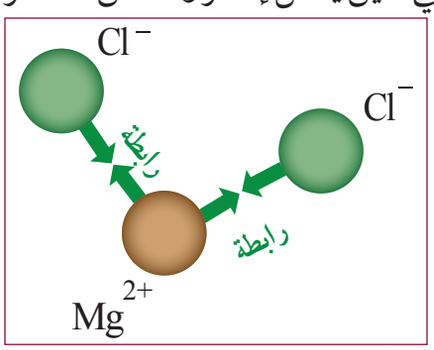
الأيّونات والرّوابط الأيّونيّة

الأيّون Ion جسيم يحمل شحنة كهربائيّة، إذ يمكن أن يكون في هيئة ذرّة منفردة (أيّون أحادي أو ثنائي مثلاً)، أو مجموعة من الذّرّات المترابطة بروابط تساهميّة (أيون متعدد الذرات). فالأيّونات تتكوّن عندما تفقد الذّرّات الإلكترونات أو تكسبها، من دون تغيير في النّواة الموجبة. فمثلًا، تفقد ذرّة الصّوديوم إلكترونًا واحدًا فتتحوّل إلى أيّون صوديوم يحمل شحنة موجبة Na^+، في حين تفقد ذرّة المغنيسيوم إلكترونين لتتحوّل إلى أيّون مغنيسيوم Mg^{2+} يحمل شحنة موجبة بعدد الإلكترونات المفقودة. أمّا ذرّة الكلور فتكسب إلكترونًا واحدًا لتتحوّل إلى أيّون كلوريد يحمل شحنة سالبة Cl^-، انظر **الشّكل 1-23**.



الشّكل 1-23 تتكوّن الأيّونات 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 1-24 الرّابطتان الأيّونيّتان في المركّب $MgCl_2$.

وتتكوّن الرّابطة الأيّونيّة نتيجة وجود قوى جذب إلكتروستاتيكيّ بين شحنة موجبة وأخرى سالبة. فمثلًا يتكوّن المركّب الأيّوني $MgCl_2$ عند تجاذب أيّوني المغنيسيوم والكلوريد؛ لأن كلّ أيّون Mg^{2+} يكون منجذبًا نحو أيّوني Cl^-، واللذين يحملان شحنة مخالفة له، انظر **الشّكل 1-24**. والمركّب $MgCl_2$ النّاتج يكون متعادلًا كهربائيًّا؛ لأن العدد الكلّيّ للشّحنات الموجبة يكون مساويًا للعدد الكلّيّ للشّحنات السّالبة في المركّب.

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

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 1-25**. كما يمكن أن تكون بعض مركّبات النّيتروجين أيّونيّة عندما تتفاعل مع بعض الفلزّات النّشطة مثل اللّيثيوم Li، والصّوديوم Na، والبوتاسيوم K، والمغنيسيوم Mg.

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

الشّكل 1-25 العناصر الشّائعة الّتي تكوّن مركّبات أيّونيّة ثنائيّة.

يتيح لنا التّوزيع الإلكترونيّ توقّع شحنة الأيّون. تذكّر أن تمثيل لويس النقطي للأيون الذي يحوي ثماني نقاط، والآخر الّذي لا يحوي نقاطًا يشيران الى قاعدة الثّمانية، وتذكّر أيضًا أن تركيب لويس الّذي لا يحوي نقاطًا يمتلك مستوى طاقة ممتلئًا يقع مباشرة أسفل مستوى طاقة إلكترونات التّكافؤ. فعلى سبيل المثال، يكوّن المغنيسيوم الأيّون Mg^{2+} عندما يفقد إلكترونين، ويكوّن الصّوديوم الأيّون Na^{+} عندما يفقد إلكترونًا واحدًا فقط، في حين يكوّن الأكسجين الأيّون O^{2-} عندما يكسب إلكترونين، كما يبيّن **الشّكل 1-26**.

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

الشّكل 1-26 تمثيل لويس النّقطيّ والتّوزيع الإلكترونيّ للأيّونات.

يبيّن **الجدول 1-4** تمثيلات لويس النّقطيّة للذرّات والأيّونات الشّائعة لمجموعات العناصر 1A، و2A، 6A، و7A الموجودة في الجدول الدّوريّ. كما نجد أن عنصرًا مثل الألومنيوم يعدّ عنصرًا شائعًا في العديد من المركّبات الأيّونيّة، ولكنّه موجود في المجموعة 3A.

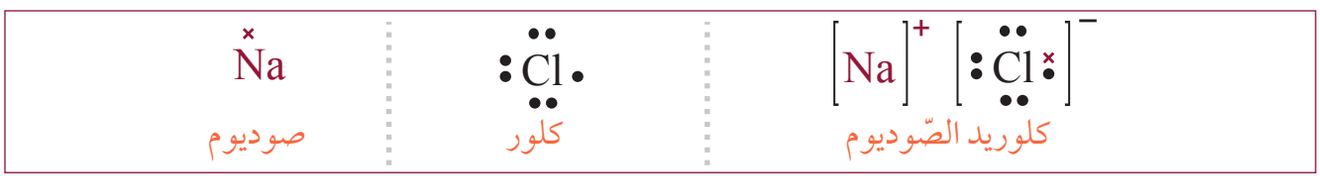
الجدول 1-4 تمثيلات لويس النّقطيّة لبعض الأيّونات الشّائعة.

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

تمثيل لويس النقّطيّ للمركّبات الأيّونيّة

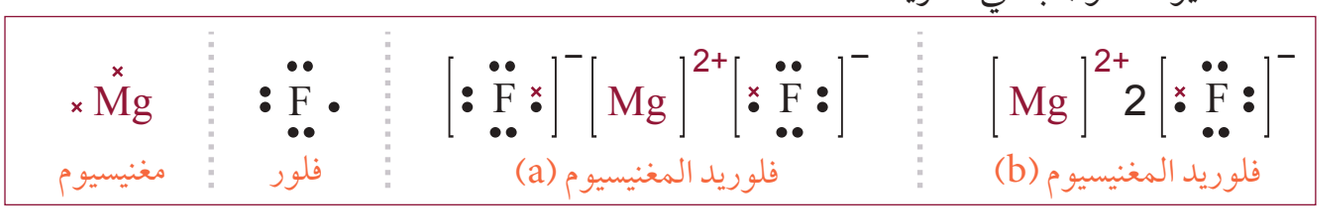
يُعدّ تمثيل لويس النّقطيّ أداة جيّدة لمعرفة تركيب المركّب الأيّوني. حيث تحتوي ذرّة الكلور على سبعة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترون واحد لتصبح ثمانية الكترونات، في حين يحتوي الصّوديوم على إلكترون تكافؤ واحد، حيث يمكنه بفقدان هذا الإلكترون، الوصول إلى مستوى الطّاقة الأعلى الممتلئ $2s^2 2p^6$. ولتحقيق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

تستخدم تراكيب لويس للمركّبات الأيّونيّة النّقاط، أو التقاطعات (x)، لتمثيل إلكترونات التّكافؤ، والأقواس للتوضيح بأنّ الرّوابط هنا ليست تساهميّة. كما تُكتب شحنة كلّ أيون، خارج الأقواس، في هيئة عدد علويّ مصغّر يحمل شحنة. يوضح **الشّكل 1-27** تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب NaCl.



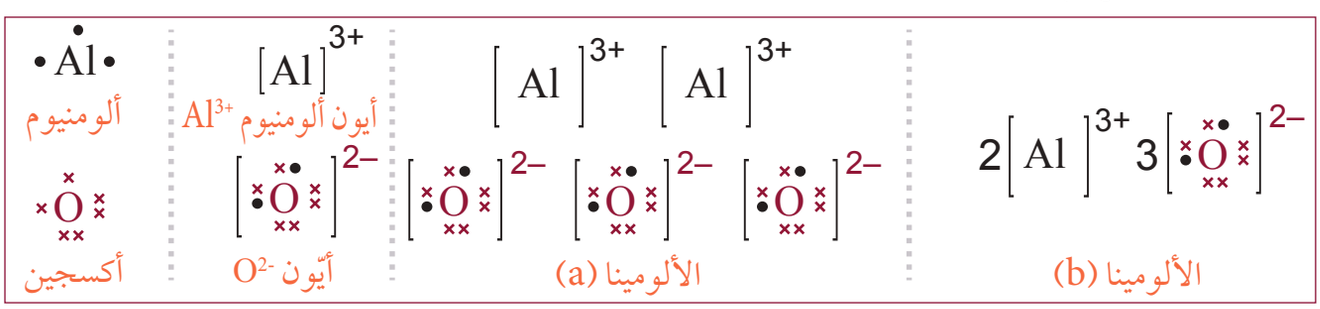
الشّكل 1-27 تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب كلوريد الصّوديوم NaCℓ.

تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب فلوريد المغنيسيوم MgF_2 موضّح في **الشّكل 1-28**. فقد رُسمت الأقواس حول كلّ أيّون عند استخدام الطّريقة (a)، واستُخدم المعامل 2 ليوضح أن هنالك أيّوني فلوريد لموازنة شحنة الأيّون الموجب في الطّريقة (b).



الشّكل 1-28 تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب فلوريد المغنيسيوم MgF_2.

يتكوّن مركّب أكسيد الألومنيوم من الألومنيوم والأكسجين، والمعروف أيضًا بمعدن الكورندوم corundum. والياقوت والصّفير نوعان مختلفان من الأحجار الكريمة مكوّنان من أكسيد الألومنيوم. ويوضح تمثيل لويس أن أيّون الألومنيوم يحمل شحنة مقدارها 3+، في حين يحمل أيّون الأكسيد شحنة مقدارها 2-. ولموازنة شحنات الأيّونات، يجب أن يكون هناك أيّونان من أيّونات الألومنيوم بشحنة كلّيّة مقدارها (+6)، وثلاثة أيّونات أكسيد بشحنة كلّيّة مقدارها (-6). وبالتّالي تكون الصّيغة الكيميائيّة لأكسيد الألومنيوم (الألومينا) Al_2O_3. انظر **الشّكل** 1-29 الّذي يوضح تمثيلين من تمثيلات لويس النّقطيّة لهذا المركّب.



الشّكل 1-29 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 أن يتوفّر أيّونا فلوريد؛ لأن شحنة كلّ منهما تساوي (1-)، إذًا الصّيغة الكيميائيّة الصّحيحة لهذا المركّب هي CaF_2.

فلوريد الكالسيوم

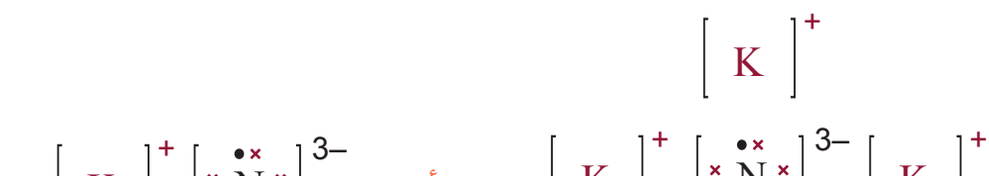
مثال 7

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.

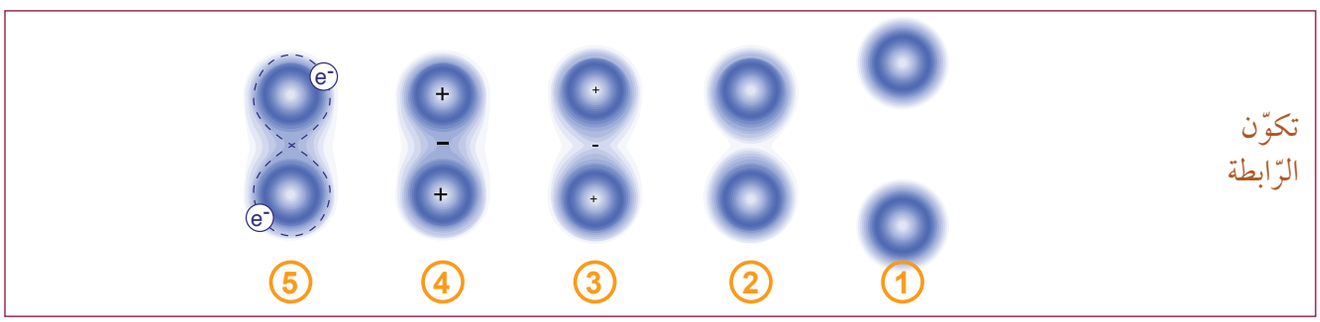
- لموازنة شحنة أيّون النّيتريد والّتي تساوي (3-)، يجب أن تتوفّر ثلاثة أيونات بوتاسيوم؛ لأن شحنة كلّ منها تساوي (1+)، إذًا الصّيغة الكيميائيّة الصّحيحة لهذا المركّب هي K_3N.



نيتريد البوتاسيوم

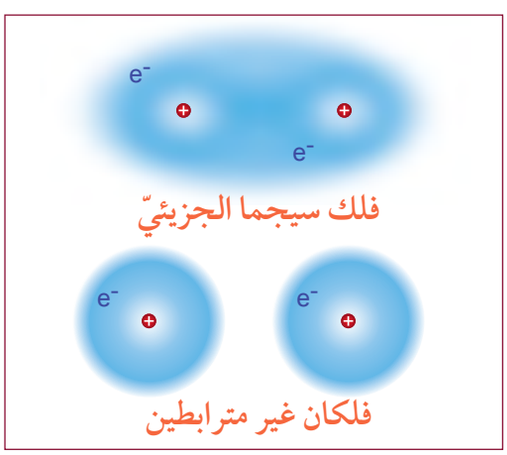
الرّوابط التساهمية الأحادية

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. إذ يتكوّن الجزيء (Molecule) عندما ترتبط ذرّتان أو أكثر برابطة تساهميّة. وعادة ما تتكوّن الرّوابط التّساهميّة بين ذرّات اللافلزات المتجاورة الموجودة في الجدول الدّوريّ للعناصر. ويعدّ الهيدروجين الثّنائيّ الذّرّة مثالًا جيّدًا على رابطة تساهميّة أحادية، حيث يوضح **الشّكل 1-30** ذرّتين من الهيدروجين تتقاربان، وتكوّنان رابطة تساهميّة. فبمجرد تكوّن الرّابطة، تتشارك الذّرّتان في إلكترونات التّكافؤ بالتساوي، فيحتلّ إلكترونا الجزيء الفلكين المتداخلين ويتحرّكان بحرّيّة في كلا الفلكين. والذّرّتان المترابطتان تهتزّان قليلًا وتبقيان مترابطتين ما دامتا قريبتين من مستوى الطّاقة الأدنى.



الشّكل 1-30 تكوّن رابطة تساهميّة أحادية بين ذرّتي هيدروجين.

تكوّن الذّرّتان في الرّابطة التساهمية الأحادية في جزيء الهيدروجين H_2 فلكًا جزيئيًا يعمل على استبدال أفلاك 1s الأصليّة. وهذا الفلك الجزيئيّ الجديد يمتلك منطقة ذات كثافة إلكترونيّة أكبر قليلاً بين الذّرّتين، وتسمّى هذه المنطقة **رابطة سيجما Sigma bond**، حيث يشغل زوج إلكترونات التّكافؤ المنطقة المظلّلة الموضّحة في **الشّكل 1-31**، وتعدّ رابطة سيجما الأقوى بين الرّوابط التّساهميّة.



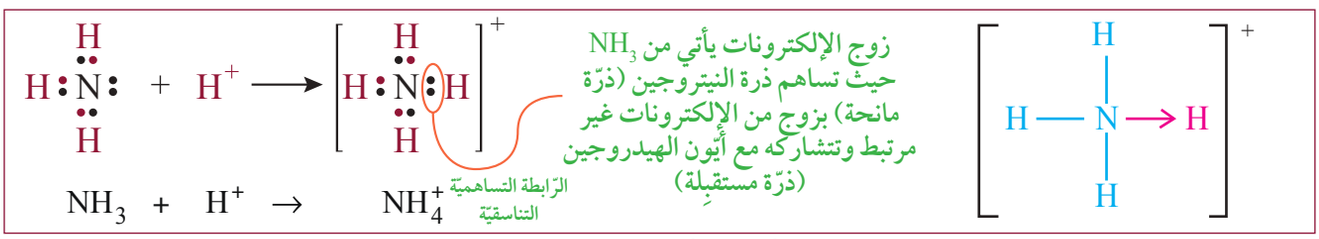
الشّكل 1-31 الفلك الجزيئيّ لرابطة سيجما مقارنة بأفلاك s غير المرتبطة. (لاحظ أن النّواة تظهر بشكل أكبر ممّا هي عليه في الواقع).

إنّ قوى التّجاذب النّاشئة من نواة كل ذرة تسحب تركيز الشّحنة السّالبة المتكونة بين الذّرّتين بشكل أكبر قليلاً، وهذه المنطقة ذات الشّحنة السّالبة المحفّزة تجذب كلا النّواتين، وتُنشئ الرّابطة الكيميائيّة. ويبين الشكل **1-32**، تمثيل لويس النقطي للرابطة التساهمية في جزيء الهيدروجين H_2 وهو يعد الجزيء الأبسط.

الشّكل 1-32 تمثيل لويس النّقطيّ لجزيء الهيدروجين الثنائيّ الذّرّة H_2.

الرابطة التّساهميّة التّناسقيّة

الرّابطة التساهمية التناسقية Dative covalent bond هي نوع من أنواع الرّوابط التساهميّة تتكوّن نتيجة مساهمة ذرّة بزوج من الإلكترونات الغير مرتبط مع ذرة أخرى . تُسمّى الذّرّة التي تمنح زوجًا من الإلكترونات بالذّرّة المانحة، والذّرّة الأخرى تُسمّى بالذّرّة المستقبِلة التي تقدّم مدارًا فارغًا، حيث تسهم ذرّة واحدة بزوج إلكترونات للرّابطة، عوضًا عن مساهمة كلّ ذرّة بإلكترون واحد. وأفضل مثال على ذلك أيّون الأمونيوم NH_4^+، الذي يتكوّن من الأمونيا NH_3، وأيّون هيدروجين H^+. ويوضح **الشّكل 1-33** مصدر زوج الإلكترونات الّذي يكوّن الرّابطة من ذرّة النّيتروجين.



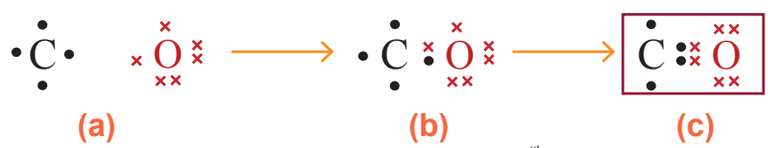
الشّكل 1-33 رابطة تساهميّة تناسقية في تكوين أيّون الأمونيوم NH_4^+.

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

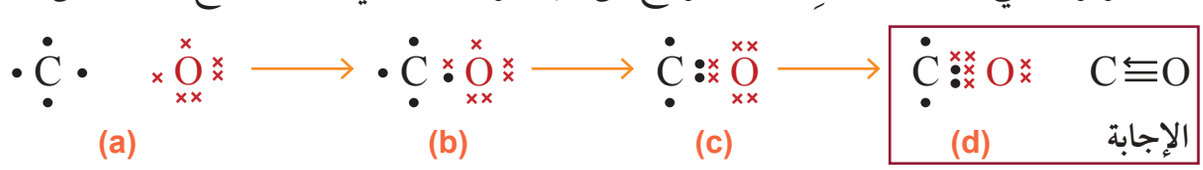
a. اِبدأ بتمثيل لويس النّقطيّ لذرّتي الكربون والأكسجين.

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 مرتبط من ذرّة الأكسجين، حيث تعدّ الرّابطة الثّالثة في الرّابطة الثّلاثيّة رابطة تناسقيّة؛ لأن كلا الإلكترونيّن يأتيان من ذرّة الأكسجين (الذّرّة المانحة). أما ذرّة الكربون فهي الذّرّة المستقبِلة لهذا الزوج من الإلكترونات الّذي تتشاركه مع الأكسجين.



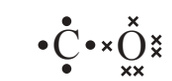
لا يكوّن الأكسجين عادة رابطة ثلاثيّة مع الكربون؛ لأنّه يفضل تكوين روابط أحاديّة أو ثنائيّة. لذلك يعد المركّب أول أكسيد الكربون نشطًا كيميائيًّا، وهو من الغازات السّامة. فأوّل أكسيد الكربون يرتبط بقوّة مع ذرّات الحديد الموجودة في الهيموجلوبين والّتي تحمل الأكسجين في دمك، ممّا يمنع نقل الأكسجين عند التّنفس،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

مثال 8

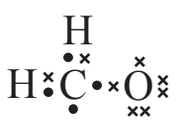
المسألة: ارسم تمثيل لويس النّقطيّ المحتمل لجزيء الميثانال ذي الصّيغة الكيميائيّة CH_2O والّذي يعرف بالفورمالدهيد.

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

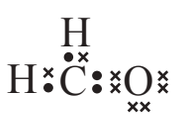
الكربون والأكسجين لديهما إلكترونات منفردة، لذلك صلْهما أولًا:



أضف ذرّتي الهيدروجين إلى كل جهة من ذرّة الكربون.



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

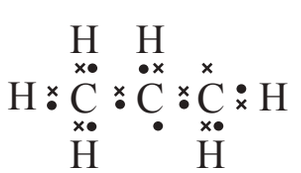


مثال 9

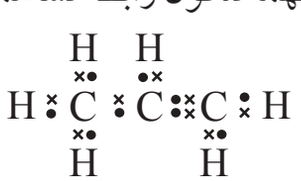
المسألة: ارسم تمثيل لويس النّقطيّ لتركيب محتمل لمركّب البروبين C_3H_6.

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

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



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



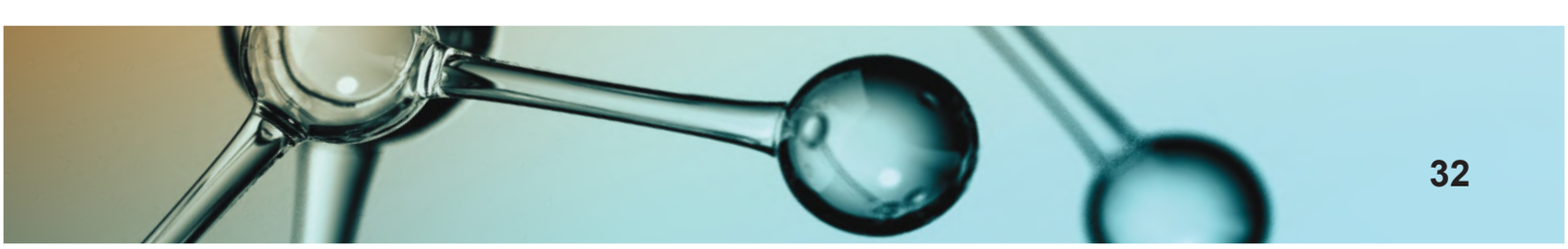
العلوم والعلماء: لينوس بولينج

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 أن 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.

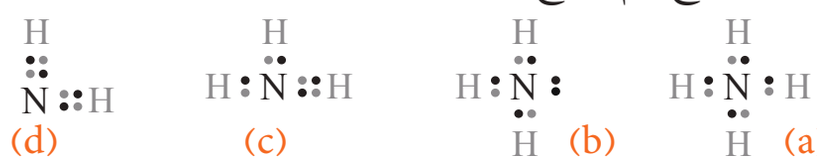
ولد لينوس بولينج (1901 – 1994) في بورتلاند بولاية أوريغون لأبوين هما هيرمان بولينج ولوسي إيزابيل. توفّي هيرمان بولينج عام 1910 تاركًا للوسي رعاية لينوس البالغ من العمر تسع سنوات، وشقيقتيه الصغيرتين لوسيل وبولين. وعندما كان يدرس في المدرسة الثّانويّة، قام بولينج بتفكيك مصنع للصّلب مهجور بهدف استخدامه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

في عاميه الأخيرين في الكلّيّة، تعرّف بولينج إلى عمل العالم لويس عن الرّوابط الكيميائيّة. عندها قرّر أن 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 شرودنجر 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.

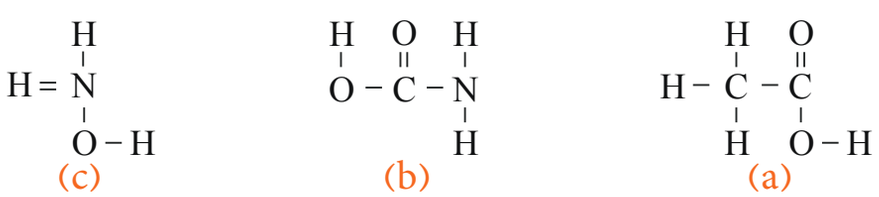


تقويم الدّرس 2-1

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 الألومنيوم $A\ell^{3+}$.
3. 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.



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



6. ما نوع الرّابطة في الحالات الآتية:
   - a. ارتباط الهيدروجين (H) مع النّيتروجين (N).
   - b. ارتباط الصّوديوم (Na) مع الفلور (F).
7. ارسم مخطّط تمثيل لويس لأيّون الهيدرونيوم H_3O^+.

الوحدة 1

مراجعة الوحدة

الدّرس 1-1: التّوزيع الإلكترونيّ

- يصف **التّوزيع الإلكترونيّ Electron configuration** الكيفيّة الّتي تملأ بها الإلكترونات الأفلاك.
- ينص **مبدأ أوفباو للبناء التصاعديّ Aufbau principle** على أن الإلكترونات تملأ الأفلاك الأقل طاقة أولاً.
- **إلكترونات التّكافؤ Valence electrons** هي الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة فقط.
- تصف **قاعدة هوند Hund's rule** الكيفيّة التي تتوزّع الإلكترونات على المستويات المتساوية في الطّاقة.
- يصف **التّكافؤ Valency** عدد الرّوابط الّتي قد تكوّنها الذّرّة.
- تحدد **تمثيلات لويس النّقطيّة Lewis dot structures** الكترونات التكافؤ لعنصر ما .

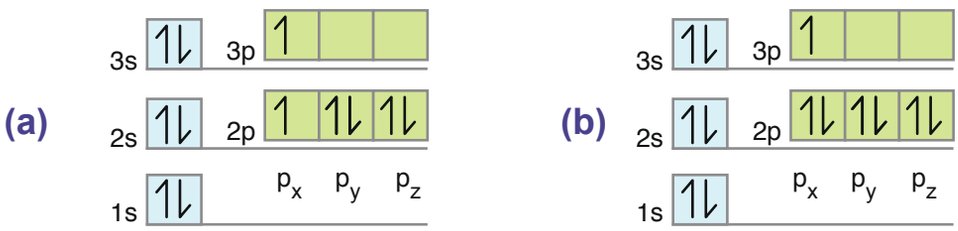
الدّرس 1-2: الرَّوابط الكيميائيّة

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

الدّرس 1-1: التّوزيع الإلكترونيّ

1. ماذا يمثّل الرقم 3 في التّوزيع الإلكترونيّ الآتي: $1s^2 2s^2 2p^3$؟
2. اكتب التوزيع الإلكترونيّ للعناصر الآتية:
   - a. البوتاسيوم K
   - b. الباريوم Ba
   - c. السّيليكون Si
   - d. البروم Br
3. استنتج عدد إلكترونات التّكافؤ، وتكافؤ كلّ من العناصر الواردة في السّؤال رقم 2 .
4. عنصر لديه التوزيع الإلكترونيّ الآتي في المستوى الاعتياديّ $1s^2 2s^2 2p^2$. أجب عمّا يلي:
   - a. ما العدد الذّريّ لهذا العنصر؟ علّل إجابتك.
   - b. ما عدد إلكترونات التّكافؤ لهذا العنصر؟
   - c. ما تكافؤ هذا العنصر؟
5. استعن بالجدول الدّوريّ، لتحديد اسم ورمز العنصر الّذي له التوزيع الإلكترونيّ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$؟ علّل إجابتك.
6. اشرح لماذا يكوِّن الصّوديوم أيّونًا ذا شحنة كهربائيّة (+1) بينما يكوِّن الكالسيوم أيّونًا ذا شحنة كهربائيّة (+2).
7. لماذا يكوِّن الكلور أيّونًا شحنته الكهربائيّة (-1)؟
8. ما القاسم المشترك بين التّوزيعات الإلكترونيّة للفلزات القلويّة الأرضيّة Ca، Be و Mg؟
9. ما القاسم المشترك بين التّوزيعات الإلكترونيّة للعناصر Ar، Ne، He، و Xe؟ علّل إجابتك.
10. سمِّ أيّونين لهما توزيع إلكترونيّ مماثل للتّوزيع الإلكترونيّ لعنصر الهيليوم He.
11. اكتب التّوزيعات الإلكترونيّة للأيّونات الآتية.
    - a. P^{3-}
    - b. S^{2-}
    - c. $C\ell^-$
    - d. $A\ell^{3+}$

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



13. 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.

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

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

الدّرس 1-2: الرّوابط الكيميائيّة

16. اذكر نصّ قاعدة الثّمانية.

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

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

19. توقّع الصّيغة الكيميائيّة لمركّب يتكوّن باتحاد العنصرين المغنيسيوم Mg و البروم Br. علّل إجابتك.

20. بيّن الفرق بين الرّوابط الأيّونيّة والتساهمية من حيث سلوك الإلكترونات.

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

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

مشروع بحثيّ: مركّبات الغازات النّبيلة

23. 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: 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 للطرق و السحب، في حين نلاحظ أنّ ملح الطّعام الصّلب مادّة عازلة للتّيّار الكهربائيّ، وإنه مادة صلبة بلورية قابلة للكسر وغير قابلة للسحب. تبدأ الوحدة بالقوى الجزيئيّة البينيّة الّتي تربط بين الجزئيات المختلفة في الموادّ الصّلبة والسّائلة والغازيّة. فخصائص الماء الّتي تحافظ على الحياة هي نتيجة للقوى الجزيئيّة البينيّة أيضًا. كما أنّ تكوّن البلّورات، ومرونة الفلزات ، والموادّ الحديثة مثل أنابيب الكربون النّانويّة، هي أيضًا نتيجة مباشرة للقوى الجزيئيّة البينيّة.

الدّرس 2-1
القوى الجزيئيّة البينيّة

إنّ الخاصّيّة الأكثر وضوحًا للمادّة هي حالات المادة الثلاث، سواء الصّلبة، أو السّائلة، أو الغازيّة. وعمليًّا، يمكن أن تتواجد أي مادة في الحالات الثّلاث، ولكن ينبغي أن نأخذ في الحسبان أنّ درجة الحرارة الّتي تحوّل المادّة من حالة إلى أخرى، تعتمد على شدّة القوى الجزيئيّة البينيّة الّتي تربط جزيئات أو أيّونات المادّة معًا.

المفردات

القوى الجُزيئيّة البينيّة	Intermolecular forces
القوى الجُزيئيّة الداخليّة	Intramolecular forces
الرّابطة الهيدروجينيّة	Hydrogen bonding
قوى لندن التّشتّتيّة	London dispersion forces
قوى فان در فال	Van der Waals forces
ثنائي القطب	Dipole
قوى ثنائيّة القطب–ثنائيّة القطب	Dipole-dipole force
التّساهميّة الشّبكيّة	Covalent network
قابليّة السّحب	Ductile
هشّ	Brittle

مخرجات التّعلُّم

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.

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 2-1** مثالاً على حالات المادّة الثّلاث، حيث يمكن الوقوف على الجليد، والطفو على سطح الماء والطّيران في الهواء. الفرق هنا هو الحالة الّتي توجد فيها المادّة، سواء أكانت صلبة، أم سائلة، أم غازيّة؛ فللمادّة الكيميائيّة نفسها خصائص فيزيائيّة مختلفة عند تحوّلها من حالة إلى أخرى.

سؤال للمناقشة

هل القوى الّتي تجعل الموادّ في حالتها الصّلبة، والسّائلة، والغازيّة هي نفسها الرّوابط الكيميائيّة؟

الشّكل 2-1 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 الحالة الغازيّة. انظر **الجدول 2-1**؛ 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 2-1** بأنّه يلزم 334 J من الطّاقة لصهر جرام واحد من الجليد، وتحويله إلى ماء عند درجة حرارة مقدارها 0°C، كما أنّه يلزم 2260 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، حيث يحتاج التغير الى الحالة الغازية إلى طاقة أعلى لكي يتم التّغلّب على القوى الجزيئيّة البينيّة بشكل كامل.

الجدول 2-1
حالات الماء الثّلاث.

	صلبة	سائلة	غازيّة
الطّاقة النسبيّة (J/g)	0	334	2260
الكثافة (g/cm^3)	0.92	1.00	0.00033

الخصائص الفيزيائيّة

من المعروف أن أي خاصية فيزيائية تعتمد على فصل جسيمات المادة، تتأثر بشكل مباشر بشدة القوى الجزيئية البينية والروابط بين الذرات، ومن هذه الخواصّ درجتا الانصهار والغليان، اللّتان تعدّان واحدًا من المؤشّرات على شدّة تلك القوى، كما هو موضّح في **الجدول 2-2**. وبذلك فإنّ الموادّ الّتي تمتلك قوى جزيئيّة بينيّة قد تكون في الحالة الغازيّة أو السّائلة أو الصلبة عند درجة حرارة الغرفة، مثل غاز الميثان والماء والشمع، والمواد التي تمتلك روابط قوية فهي في الحالة الصلبة عند درجة حرارة الغرفة مثل الملح والحديد.

الجدول 2-2 درجات الانصهار والغليان لبعض الموادّ الشّائعة.

	حديد	ملح	شمع	ماء	زيت زيتون	ميثان
الحالة عند درجة حرارة الغرفة	صلب	صلب	صلب	سائل	سائل	غاز
درجة الانصهار	1538°C	801°C	37°C	0°C	-6°C	-182°C
درجة الغليان	2862°C	1413°C	380°C	100°C	700°C	-161°C

وهنالك العديد من الخصائص الأخرى الّتي تحدّدها القوى الجزيئية البينية، انظر **الشّكل2-2**.

1. القساوة hardness: القوّة اللّازمة لخدش سطح الموادّ.
2. قابلية السّحب ductility: القدرة على التمدد بالطرق.
3. الهشاشة brittleness: الميل إلى الكسر قبل الانحناء.
4. قوّة الشّدّ tensile strength: هي القوة القصوى الممكن أن تتحملها مادة أثناء الشد قبل أن تنكسر.
5. اللّزوجة viscosity: مقياس مقاومة السّائل للتّدفّق والانسياب.
6. التّوتّر السّطحيّ surface tension: ظاهرة فيزيائية تحدث نتيجة وجود قوة تماسك بين جزيئات المادة السائلة.

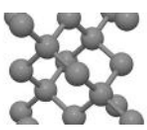
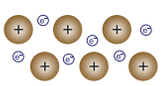
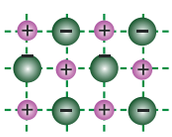
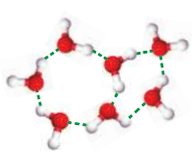
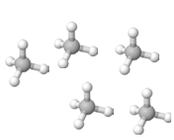
الشّكل 2-2 خصائص الموادّ.

أنواع القوى الجزيئيّة

ترتبط الذرات بعضها ببعض بقوى جزيئية داخلية تسمى الروابط الكيميائية كالرابطة الأيونية و الرابطة التساهمية و الرابطة الفلزية. بينما تنشأ قوى جزيئية بينية تربط بين جزيئات المواد التساهمية و هي أضعف من القوى الجزيئية الداخلية. تسمى القوى الجزيئيّة البينيّة الأضعف،

قوى فان در فال Van Der Waals forces، وقد سمّيت بهذا الاسم نسبة إلى العالم الهولنديّ يوهانس ديديريك فان در فال الّذي عرّف هذه القوى عام 1873م. وهي قوى ضعيفة وذات مدى تجاذب كهربائيّ قصير بين الجسيمات المتعادلة؛ بسبب تأثير القوى الثنائيّة القطب الدّائمة أو المؤقتة. يوضح **الجدول 2-3** أنواع القوى المختلفة .

الجدول 2-3 القوى المؤثّرة الموجودة بين جُسيمات الموادّ الكبيرة والضخمة.

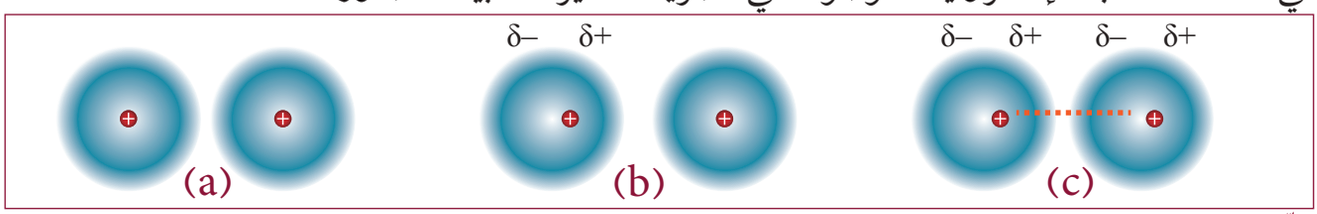
التّصنيف	أمثلة	الأشكال	القوى أو الروابط المؤثرة	
روابط تساهميّة (في التراكيب الشبكية العملاقة)	الألماس الزّجاج		قوى جزيئيّة داخليّة الرّوابط الكيميائيّة	قويّة
روابط فلزيّة	الفلزّات الحديد، الفضّة			
روابط أيّونيّة	الأملاح المعدنيّة كلوريد الصّوديوم			
روابط هيدروجينيّة (القوى بين الجزيئات القطبية)	الماء الكحول الطبّي		قوى جزيئيّة بينيّة قوى فان در فال (تربط بين الجزيئات التساهمية البسيطة)	
قوى ثنائيّة القطب (القوى بين الجزيئات القطبية)	كلوريد الهيدروجين			
قوى لندن التّشتّتيّة (القوى بين الجزيئات غير القطبية)	الزيوت والشّموع غاز الهيليوم وغاز الميثان			ضعيفة

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

1. القوى بين الجزيئات الغير قطبية ممثلة بقوى لندن التشتتية.
2. القوى بين الجزيئات القطبية ممثلة بقوى ثنائية القطب و الروابط الهيدروجينية.

أنواع القوى الجزيئيّة البينيّة: 1 – قوى لندن التّشتّتيّة

عند درجة حرارة مقدارها 269°C- يتكاثف غاز الهيليوم إلى سائل، حيث تعدّ درجة الحرارة هذه باردة للغاية، وتمتلك عندها الجزيئات طاقة حراريّة قليلة جدًّا. ومع ذلك، يجب أن تبقى هنالك قوّة تؤدّي إلى تجاذب ذرّات الهيليوم المتعادلة، وإلّا لن تتحوّل إلى سائل. وقد سمّيت هذه القوّة الضّعيفة قوى لندن التّشتّتيّة بعد أن اكتشفها الفيزيائيّ الألمانيّ فريتز فولفغانغ لندن عام 1930م. **قوى لندن التّشتّتيّة London dispersion forces** هي قوّة جذب ضعيفة تنشأ بسبب تكوّن ثنائيات قطب لحظية بحيث تنجذب الذّرّات إلى بعضها عندما تكون قريبة جدًّا من بعضها، كذلك تنتج عن اختلافات صغيرة مؤقتة في اتّحاد السّحابة الإلكترونيّة الموجودة في الجزيئات غير القطبيّة المجاورة.



الشّكل 2-3 تكوّن قوى جذب ثنائيّة قطب لحظيّة.

يبيّن **الشّكل 2-3** تكوّن قوى ثنائيّة قطب لحظيّة كالآتي:

a. ذرّتان متعادلتان متقاربتان جدًّا.

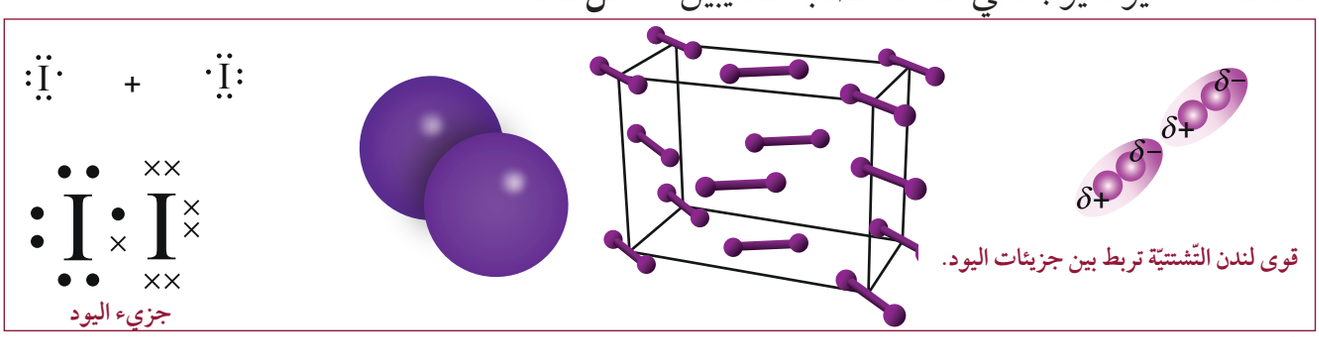
b. حركة الإلكترونات العشوائيّة حول النّواة تُنشئ «ثنائي قطب لحظي» في إحدى الذّرّتين. وبذلك قد يصبح توزيع هذه الإلكترونات في أي لحظة غير متساوٍ.

c. ثنائي القطب اللحظي (المؤقت) الموجود في إحدى الذرتين يحفز تكوين ثنائي قطب لحظي آخر في الذرة المجاورة من خلال جذب الكتروناتها (استقطاب مستحث)، فتنجذب الذرتان (ثنائيا القطب اللحظيين) كلاً منهما للآخر و يطلق على هذا التجاذب اسم قوة لندن التشتتية.

توجد قوى لندن التشتتية بين جميع الذّرّات والجزيئات بلا استثناء، لكنها القوّة البينيّة الوحيدة الّتي توجد بين ذرّات الغازات النّبيلة، كذلك الجزيئات غير القطبيّة، والجزيئات ذات القطبية الضعيفة جدًا.

العوامل المؤثرة على قوى لندن التّشتّتيّة

1- الكتلة الجزيئية : يفسر وجود قوى لندن التشتتية الضعيفة درجات الغليان المنخفضة للغازات النّبيلة والمركّبات غير القطبيّة. تتأثر قوى لندن التّشتّتيّة بزيادة عدد الإلكترونات. لذلك تزداد بازدياد الكتلة الجزيئيّة. وهكذا نجد أن هذه القوّة تزداد بالاتّجاه إلى أسفل مجموعة الهالوجينات F_2 - $C\ell_2$ - Br_2 - I_2 وبالتالي تزداد درجة الغليان. وهذا هو سبب وجود الكلور والفلور في الحالة الغازيّة والبروم في الحالة السّائلة. أما اليود فيوجد في الحالة الصّلبة كما يبيّن **الشّكل 2-4**.

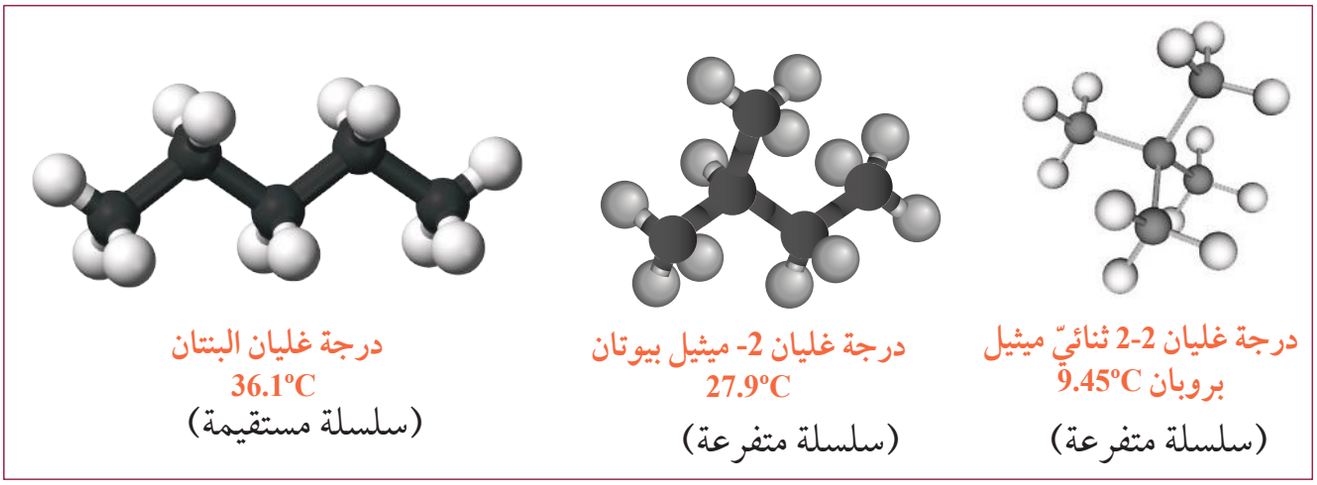


الشّكل 2-4 الرّوابط في جزيء اليود.

ونلاحظ أنه بزيادة عدد ذرات الكربون في المركبات الهيدروكربونية، تزداد قوى لندن التّشتّتيّة، إذ من السّهل ملاحظة ذلك من خلال ازدياد درجة الغليان للمركّبات الهيدروكربونيّة الصّغيرة، ذات السلسلة المستقيمة. انظر **الشّكل 2-5**. 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 2-5 درجات الغليان لمركّبات هيدروكربونيّة ذات سلاسل مستقيمة.

2- زيادة التفرع في المركبات الهيدروكربونية: بزيادة التفرعات تنخفض درجة الغليان، لأن تفرّع المركَّب نفسه، يقلِّل من مساحة السّطح (شكل الجزيء الفراغي) ويزيد التباعد بين الجزيئات، فتقل قوى لندن التّشتّتيّة، مثال ذلك درجة غليان البنتان C_5H_{12} هي 36.1°C، في حين أن درجة غليان 2- ميثيل بيوتان هي 27.9°C ودرجة غليان 2-2- ثنائيّ ميثيل بروبان هي 9.45°C. كما يبيِّن **الشّكل 2-6**.



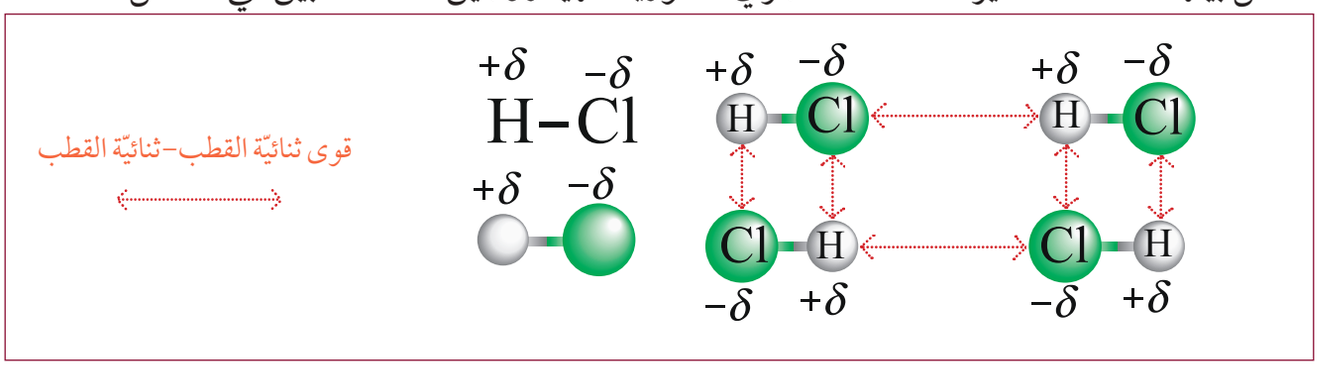
الشّكل 2-6 درجة غليان المركّبات الهيدروكربونيّة ذات الصّيغة الكيميائيّة C_5H_{12} تقل مع زيادة تفرُّع المركّب الهيدروكربوني.

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 مادة صلبة عند تبريدها.

تتأثر قوى لندن الشتتية بالكتلة الجزيئية وشكل الجزيء الفراغي من حيث عدد التفرعات فيه.

أنواع القوى الجزيئيّة البينيّة: 2 – قوى ثنائيّة القطب–ثنائيّة القطب

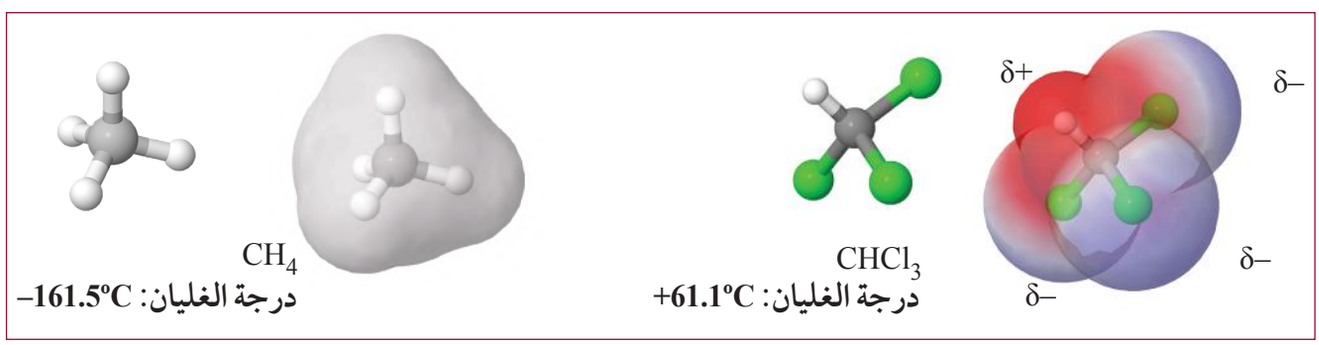
تُعدّ القوى التي تربط الجُزيئات القطبيّة من أشد أنواع القوى البينيّة. يرجع ذلك إلى أن الجُزيئات القطبيّة تنجذب وكأنها مغناطيس ذو قطبين، بسبب التّوزيع غير المتكافئ لشحناتها. ويتولّد ما يعرف **بثنائيّة القطب الدّائمة permanent dipole**، كلّما وجدت شحنات متضادّة لكن متساوية في الشدّة تفصل بينها مسافات قصيرة، مثال ذلك جُزيء كلوريد الهيدروجين HCℓ المبيّن في الشّكل **2-7**.



الشّكل 2-7 ثنائيّة القطب–ثنائيّة القطب بين جُزيئات كلوريد الهيدروجين HCℓ.

نتيجة لوجود الشّحنات الجزئيّة المتضادّة في الجُزيء القطبيّ، يحدث تجاذب بين شحناته الجزئيّة السّالبة والشّحنات الجزئيّة الموجبة في الجزيئات المتجاورة. تُسمّى هذه القوى النّاشئة بين الجُزيئات القطبيّة **قوى ثنائيّة القطب–ثنائيّة القطب Dipole-dipole forces**.

الجُزيئات الّتي تمتلك قوى ثنائيّة قطب دائمة تجذب بعضها بعضًا بشكل أقوى، مقارنة بقوى التّجاذب الثنائيّة القطب اللّحظيّة أي قوى لندن التّشتّتيّة. لنأخذ على سبيل المثال اثنين من المركّبات الجزيئيّة، هما غاز الميثان CH_4، والكلوروفورم $CHC\ell_3$. فقد استُخدم الكلوروفورم قديماً في التّخدير، في حين أنّ الميثان هو مكوّن رئيس للغاز الطّبيعيّ، وكلا الجُزيئين له شكل هرميّ رباعيّ الأوجه حول ذرّة الكربون المركزيّة. لكنّ درجتي غليانهما مختلفتان جدًّا، ممّا يدلّ على أنّ القوى الجزيئيّة البينيّة لكلّ منهما، مختلفة بشكل كبير أيضًا. انظر **الشّكل 2-8**.

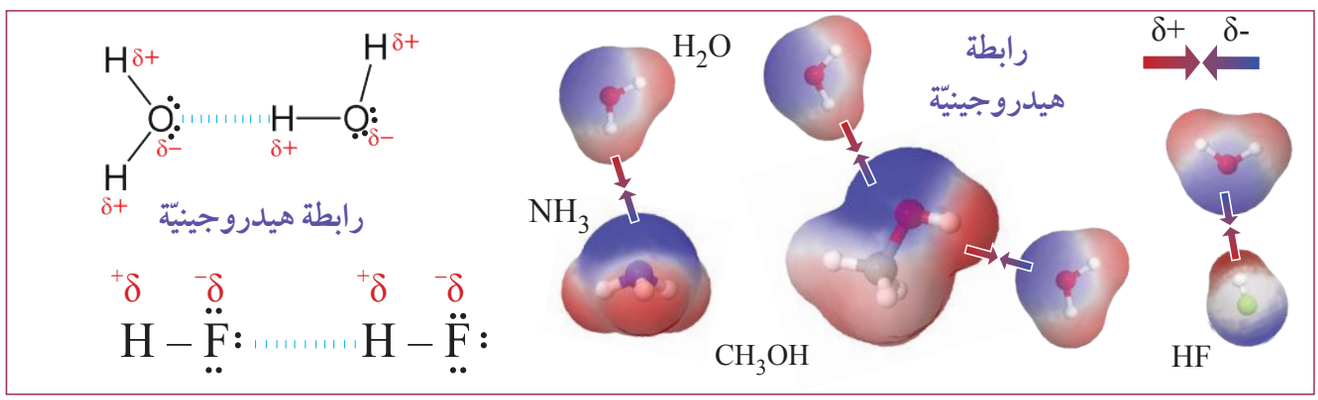


الشّكل 2-8 مقارنة بين درجتي غليان كلّ من الميثان CH_4، والكلوروفورم $CHC\ell_3$.

يرجع الفرق في القوى الجزيئيّة البينيّة إلى حقيقة أنّ جُزيئات غاز الميثان غير قطبيّة، وينجذب بعضها إلى بعض بواسطة 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 2-8** حيث تضيف هذه القوّة الثّنائيّة القطب الدّائمة قوّة جذب ثنائيّة قطب – ثنائيّة قطب بين جزيئات $CHC\ell_3$، مما يفسّر سبب ارتفاع درجة غليان $CHC\ell_3$.

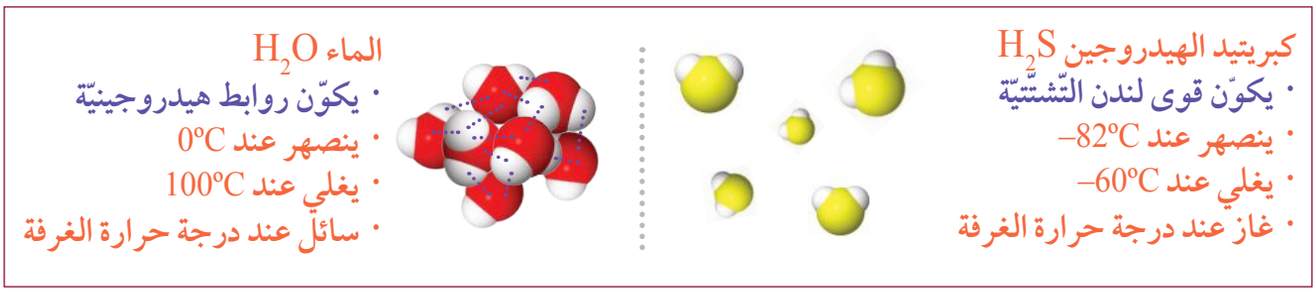
أنواع القوى الجزيئيّة البينيّة: 3 – الرّابطة الهيدروجينيّة

ذرّة الهيدروجين صغيرة، يدور حول نواتها إلكترون واحد. فعندما ترتبط مع ذرّات أخرى تمتلك سالبيّة كهربائيّة عالية وتُكوّن رابطة تساهمية قطبية، تُنشئ الشّحنة الموجبة الجزئيّة المركّزة الموجودة على ذرّة الهيدروجين قوّة جذب ثنائيّة قطب – ثنائيّة قطب. **الرّابطة الهيدروجينيّة Hydrogen bonding** هي قوّة جذب ثنائيّة قطب – ثنائيّة قطب قويّة، تتكوّن بين الجزيئات التي تحتوي على ذرة هيدروجين مرتبطة بذرة أخرى ذات سالبية كهربائية عالية وتمتلك زوج إلكتروني حر واحد على الأقل مثل ذرة أكسجين أو نيتروجين أو فلور، التي تؤدي الى وجود شحنة جزئية موجبة على ذرة الهيدروجين، و بالتالي عند اقتراب هذه الجزيئات من بعضها تنجذب ذرة الهيدروجين بقوة الى الزوج الالكتروني الحر في الجزيء المجاور ، كما في الماء H_2O والأمونيا NH_3 والميثانول CH_3OH وفلوريد الهيدروجين HF، كما يبيّن **الشّكل 2-9**.



الشّكل 2-9 الرّابطة الهيدروجينيّة بين جزيئات 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 2-10** مقارنة بين جُزيء الماء H_2O وجُزيء كبريتيد الهيدروجين H_2S. فللجزيئين شكل منحنٍ، والذرّة المركزيّة لكل منهما توجد في المجموعة 16 في الجدول الدّوريّ. وهذه الذّرّة مرتبطة مع ذرّتي هيدروجين. ورغم ذلك، فإنّ درجة غليان H_2S هي -60°C، في حين أن درجة غليان H_2O هي 100°C. يعود ذلك إلى أنّ جزيئات الماء القطبيّة ترتبط بروابط هيدروجينيّة مقارنة بجزيئات H_2S غير القطبيّة حسب فرق السالبية الكهربائية بين ذرتي H و S ولكن للجزيء H_2S صفة قطبية ضعيفة جدًا نتيجة زوجي الإلكترونات غير المرتبطة على ذرة S المركزية مما يجعل شكله الفراغي منحني.

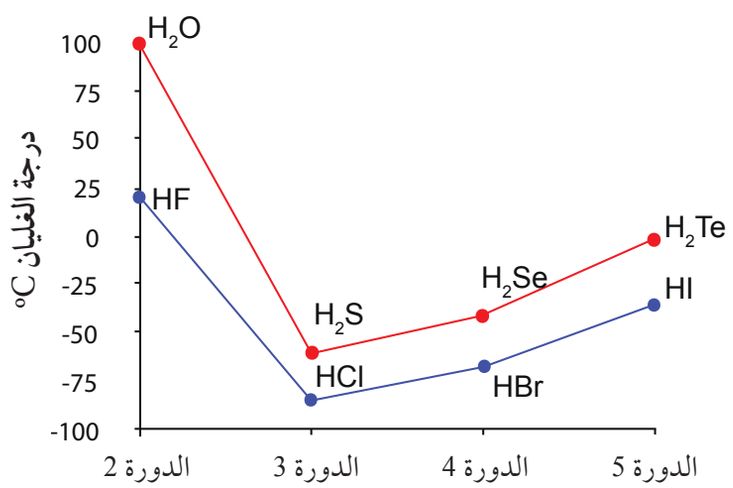


الشّكل 2-10 مقارنة الخصائص الفيزيائيّة لكبريتيد الهيدروجين، والماء.

تأثير الرّابطة الهيدوجينيّة في درجة الغليان

نعلم أن جُزيئات مركّبات هيدريدات عناصر المجموعة 16، باستثناء الماء (H_2O)، جميعها غير قطبيّة حسب فرق السالبية الكهربائية. 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 2-11** تدرّج درجة غليان مركّبات الهيدروجين مع عناصر المجموعتين 16 و 17.



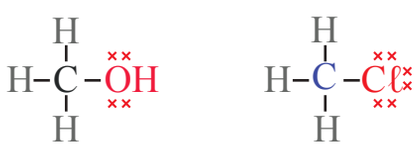
الشّكل 2-11 تدرّج درجة غليان مركّبات هيدريدات عناصر المجموعتين 16 و 17.

مثال 9

أيّ من المركّبين الآتيين له درجة غليان أعلى: $CH_3C\ell$، أم CH_3OH؟

الحلّ: ترتبط جزيئات الميثانول CH_3OH بروابط هيدروجينية، لذا، تكون درجة غليانه أعلى. في حين يحتوي جزيء كلورو ميثان $CH_3C\ell$ على رابطة قطبيّة، وشكل غير متماثل، لذلك يعدّ جزيئًا قطبيًّا، وتكون درجة غليانه أقل. فدرجة غليان $CH_3C\ell$ الفعليّة تبلغ -24.2°C مقارنة بدرجة غليان CH_3OH التي تبلغ حوالي 65°C.

الرّابطة	الفرق في السالبية الكهربائية	نوع الرّابطة
C-Cl	0.61	قطبيّة
O-H	1.24	قطبيّة
C-H	0.35	غير قطبيّة
C-O	0.89	قطبيّة



تقويم الدرس 2-1

1. يمتلك الماء كتلة مولية مقدارها 18 g/mol، ويمتلك الميثان كتلة مولية مقدارها 16 g/mol. درجة غليان الماء تساوي 100°C، ودرجة غليان الميثان تساوي 162.5°C–. لِمَ تختلف درجتا غليانهما بشكل كبير، بالرغم من أن كتلتيهما المولیتين متقاربتان؟

2. حدد أي من المركّبات أدناه يمكنها تكوين رابطة هيدروجينيّة، ثم فسر لماذا لا تكوّن المركّبات الأخرى رابطة هيدروجينيّة.

a. C_2H_6 **e.** $CH_3CH_2CH_2OH$

b. HCN **f.** CH_3OCH_3

c. CH_3NH_2 **g.** H_2S

d. $HC\ell$ **h.** HF

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

CH_4، HCl، H_2O، $NaC\ell$

4. أعط أمثلة على مواد تكون فيها القوى بين الجزيئات لندن تشتتية، ثنائية القطب.

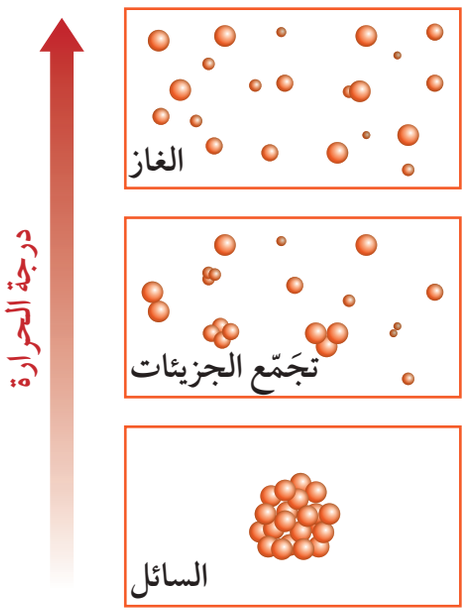
5. أعط تفسيرًا كيميائيًا لاعتبار الألماس أكثر الموادّ المعروفة قساوة.

6. ما الفرق بين القوى ثنائيّة القطب الدّائمة، والقوى ثنائيّة القطب اللّحظيّة مثل تلك الّتي تؤدّي إلى تكوين قوى لندن التّشتّتيّة؟

7. أيّهما أعلى درجة غليان: فلوريد الهيدروجين أم كلوريد الهيدروجين؟

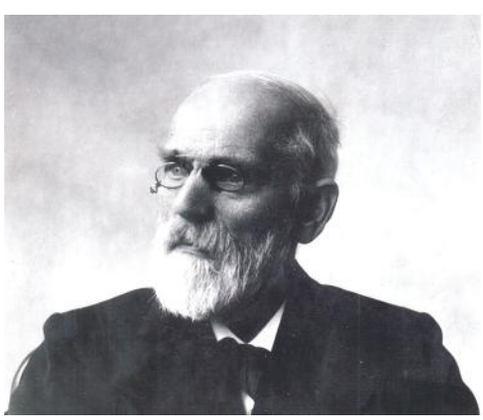
العلم والعلماء: يوهانس ديدريك فان در فال

تتحرّك جسيمات الغاز بسرعة عالية جدًّا، وتصطدم ببعضها البعض وبجدران الإناء. ومع انخفاض درجة الحرارة، تصبح الجسيمات أبطأ وتبدأ بالتجمع معًا (**الشكل 2-12**). 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 2-12 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 مديراً 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 2-13 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 معاً في الأجسام الصلبة والسائلة، تُسمّى «قوى فان در فال».

الوحدة 2

مراجعة الوحدة

الدّرس 2-1: القوى الجزيئيّة البينيّة

- تربط **القوى الجزيئيّة البينيّة Intermolecular forces** بين جزيئات المادّة وتحدد الحالات الصّلبة، أوالسّائلة، أو الغازيّة وغيرها 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** تنشأ 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.
- يصف **السحب Ductile** قدرة الفلزّات على التمدد نتيجة التعرض للطرق.
- تكون المادّة **هشّة Brittle** إذا تحطّمت قبل الانحناء كثيرًا.

الدّرس 2-1: القوى الجزيئيّة البينيّة

1. أعط مثالًا على مادّة صلبة ترتبط جزيئاتها معًا بروابط قوى لندن التّشتّتيّة.
2. أعط مثالًا على مادّة صلبة ترتبط جزيئاتها معًا برابطة هيدروجينيّة.
3. لماذا تكون درجة غليان الماء أعلى من درجة غليان كبريتيد الهيدروجين H_2S؟
4. أعط مثالين على موادّ تكون القوى الجزيئيّة البينيّة هي في الواقع روابط كيميائيّة، وبيّن نوع تلك الرّوابط.
5. اشرح الفرق بين مصطلحَيْ «قابل للسّحب» و«هشّ».
6. اشرح لماذا تكون الفلزّات قابلة للطرق، في حين تميل الموادّ الصّلبة الأيّونيّة إلى الهشاشة.
7. 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 انصهار الهيليوم.
   b. ما القوى الّتي تجذب ذرّات الهيليوم معًا؟
   c. هل قوى التجاذب بين ذرّات الهيليوم المتجاورة أقوى أم أضعف من قوى التجاذب بين جزيئات الماء المتجاورة؟ ولماذا ا؟
   d. اكتب جملة واحدة تبيّن فيها سبب امتلاك الماء درجة انصهار أعلى من تلك التي للهيليوم.
8. 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: الصيغة الأوَّلية والصيغة الجُزيئية

الوحدة 3

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.

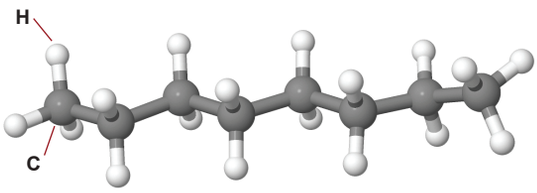
يبيِّن الدرس الأول، مفهوم الصيغة الأولية. إذ تُعدّ معرفة الصيغة الكيميائية لمُركَّب مجهول من الأمور المهمة في علم الكيمياء. يوجِّهك الدرس، بعد ذلك، نحو كيفية حساب الصيغتين الأوَّلية والجُزيئية لمُركَّب ما، باستخدام البيانات العملية للتركيب الكُتَلي لذلك المُركَّب.

الأنشطة والتّجارب

1-3 تحديد الصيغة الأوَّلية.

الدّرس 3-1
الصّيغة الأوليّة والصّيغة الجُزيئية
Empirical and molecular 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 3-1**.



الشكل 3-1 جُزيء الأوكتان.

يتم الحصول على الأوكتان بتكرير البترول في مصفاة نفط مشابهة لتلك المبيّنة في **الشكل 3-2**. ويعد الأوكتان واحدًا من المُكوِّنات الرئيسة للبترول، يُنتج في هيئة سلسلة مستقيمة أو متفرّعة.

الشكل 3-2 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

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

الصّيغة الأوّليّة

عند دراسة تركيب مادة جديدة أو اكتشافها، يُجرى تحليلها كمّيًّا لإظهار النسبة المئوية للتركيب. ومن هذه النسبة يُجرى تحديد الصيغة الأوليّة. تتألّف **الصيغة الأولية Empirical formula** من رموز العناصر المكوّنة لمُركَّب معيَّن مع أرقام سفلية تظهر أبسط نسبة عددية صحيحة 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.

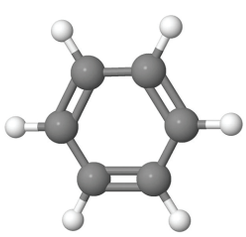
الصيغة الأولية هي أبسط نسبة عددية صحيحة لمختلف الذرّات التي يتضمّنها مُركَّب ما.

تعدّ الصيغة الأولية مهمّة للغاية؛ لأن التجارب العملية التي يمكن من خلالها تحديد مركَّب مجهول تعطينا الصيغة الأولية له فقط، ولا تخبرنا عن صيغته الكيميائية. **فالصيغة الكيميائية Chemical formula** تدل على العدد الفعلي لكل نوع من الذرّات الموجودة في المركّب الكيميائيّ. وغالبًا ما تكون الصيغة الأولية مختلفة تمامًا عن الصيغة الكيميائية. 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 **1-3** قائمة ببعض المواد المركبات وصيغها الجزيئيّة والأولية.

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

اسم المركّب	الصّيغة الجزيئيّة	الصّيغة الأوليّة
ميثان	CH_4	CH_4
إيثان	C_2H_6	CH_3
إيثين	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

لاحظ المركب الكيميائيّ البنزين المبيّن في **الشكل 3-3**، 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 المُركَّبات تكون مشابهة تمامًا لصيغها الأوّلية، مثل الميثان والبروبان. ولاحظ أيضًا أن هناك صيغًا جزيئية لمُركَّبات مختلفة لها صيغ أولية متشابهة، مثل الإيثين والبروبين. في الواقع، قد تكون إحدى الصيغ الأوّلية هي نفسها لكثير من المُركّبات المختلفة.



الشكل 3-3 جزيء البنزين.

سؤال للمناقشة

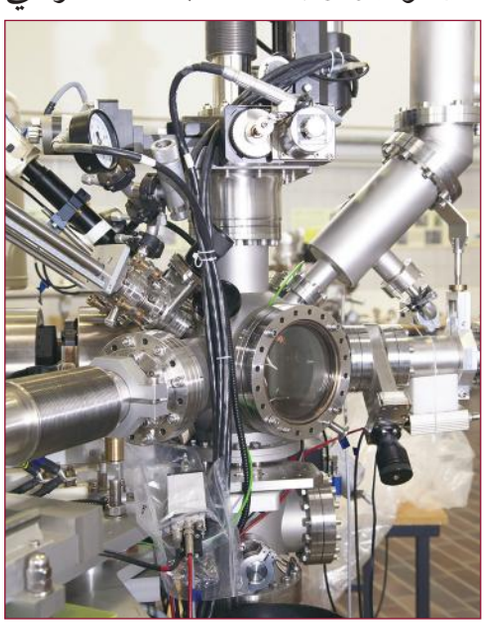
ما الصيغة الأولية لحمض الأسيتيك ذي الصيغة الجزيئية CH_3COOH؟

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 percentage 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 3-4**، وهو جهاز يحدِّد نسبة العناصر في مركب ما باستخدام 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%.



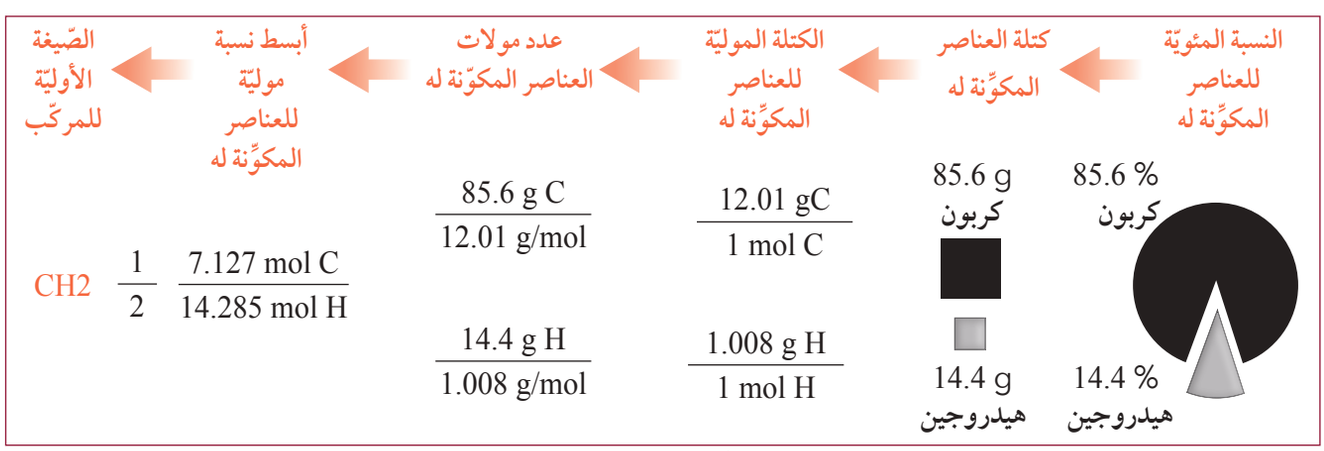
الشكل 3-4 جهاز مطياف الكتلة.

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 مولات ذرات العناصر في هذا المُركّب. وبمجرد تحديد النسبة المولية للمُركّب، تُختَصر إلى أصغر نسبة عددية صحيحة، ويُعبَّر عنها بالصيغة الأوّلية.



الشكل 3-5 خارطة حسابات لإيجاد الصيغة الأولية لمُركّب من بيانات كتلة العناصر المكوِّنة له.

مثال 1

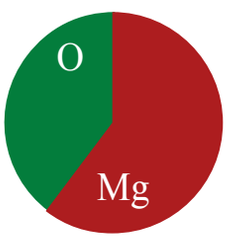
كتلة عيّنة من مُركَّب كيميائي، مكوّن من المغنيسيوم والأكسجين فقط، تساوي 13.60g. تعرّضت هذه العيّنة للتفكُّك فأنتجت 5.40g من الأكسجين. ما النسبة المئوية لتركيب عناصر هذا المُركَّب؟

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 2

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 3

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 عددية صحيحة.

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	$\frac{85.63\ g}{12.01\ g/mol} = 7.130\ mol$	$\frac{14.37\ g}{1.008\ g/mol} = 14.26\ mol$
الخطوة 3	نسبة عدد المولات بالقسمة على أقل عدد مولات	$\frac{7.130\ mol}{7.130\ mol} = 1$	$\frac{14.26\ mol}{7.130\ mol} = 2$
	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، يصعب 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 4

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	$\frac{43.67\ g}{30.97 g/mol} = 1.41\ mol$	$\frac{56.33\ g}{15.999\ g/mol} = 3.52$
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 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:

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

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:

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

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

مثال 5

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

الحل

$$\text{C: } (1\text{ mol}) \times (12.01\text{ g/mol}) = 12.01\text{ g}$$
$$\text{H: } (2\text{ mol}) \times (1.008\text{ g/mol}) = 2.016\text{ g}$$
$$CH_2\text{: } (1\text{ mol}) \text{ الكتلة المولية للصيغة الأوّلية} = 14.03\text{ g}$$

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

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

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

$$2\ (CH_2) = C_2H_4$$

بذلك، تكون الصيغة الجُزيئيّة للمُركَّب هي C_2H_4.

مثال 6

حدّد الصيغة الأولية، والصيغة الجُزيئيّة، لمادة تتكوَّن 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:

ابدأ بالكتل 24.27 g من الكربون (C)، و4.074 g من الهيدروجين (H)، و71.66 g من الكلور ($C\ell$)، 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	$\frac{24.27}{12.01} = 2.021$	$\frac{4.074}{1.008} = 4.042$	$\frac{71.66}{35.453} = 2.021$
الخطوة 3	نسبة عدد المولات بالقسمة على أقل عدد من المولات	$\frac{2.021}{2.021} = 1$	$\frac{4.042}{2.021} = 2$	$\frac{2.021}{2.021} = 1$
	الصيغة الأولية $CH_2C\ell$			

ثانيًا: تحديد الصيغة الجزيئيّة:

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

الكتلة المولية لـ $CH_2C\ell$ = $1 \times (12.01) + 1 \times (35.45) + 2\ (1.008) = 49.476 g/mol$

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

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

الصيغة الجزيئية = الصيغة الأولية × n

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

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

مثال 7

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:

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

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

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

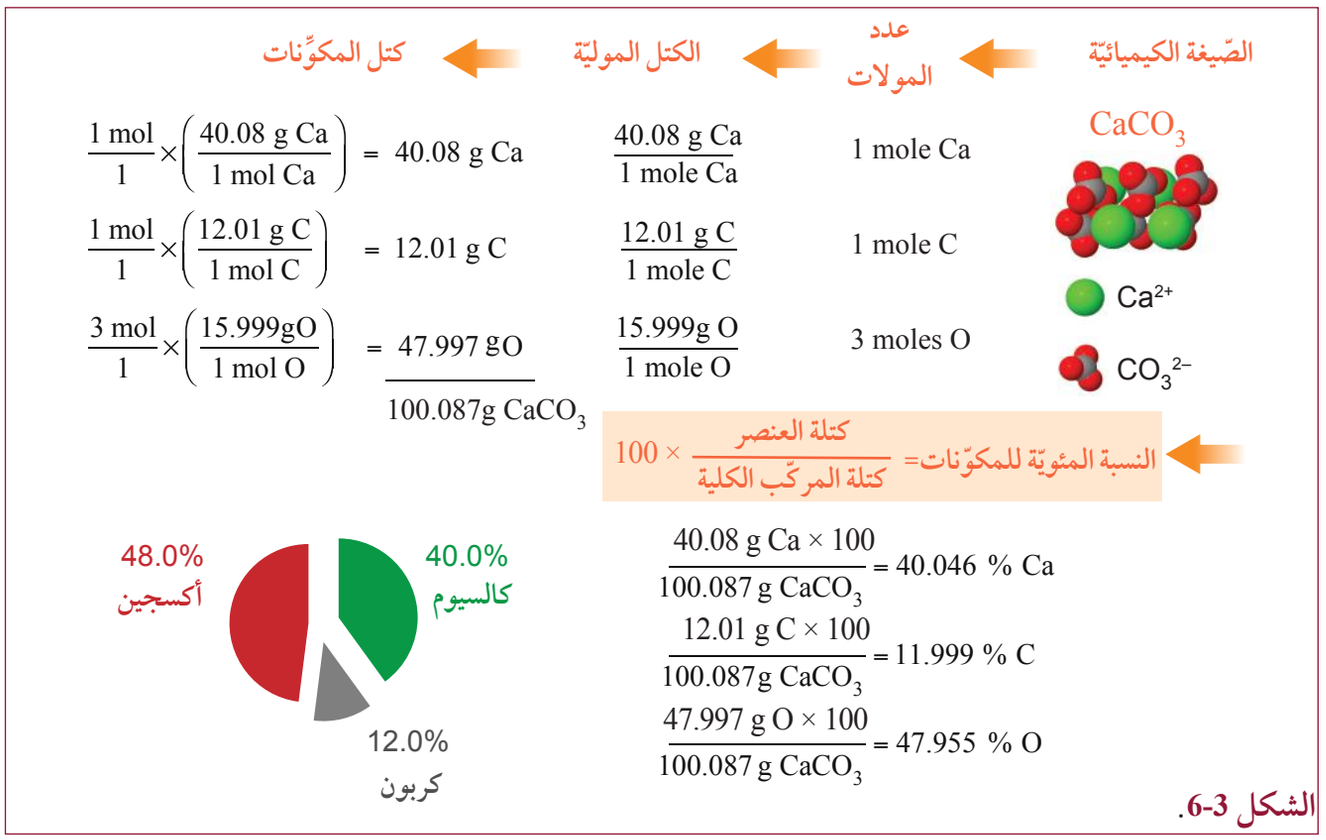
وبالتالي فإن الصيغة الجزيئية = الصيغة الأولية × 3

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

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 **الشكل 3-6**.



الشكل 3-6.

مثال 8

المصدر الرئيس للألومنيوم هو البوكسايت، وهو خام يحتوي على المُركَّب $A\ell(OH)_3$. ما النسبة المئوية الكتلية للألومنيوم الموجودة في هذا المُركَّب؟

الحل: حساب كتلة العناصر في 1 مول من المركب:

$$\frac{1\ \text{mol}}{1} \times \left(\frac{26.98\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}}\right) = 26.98\ \text{g Al}$$

$$\frac{3\ \text{mol}}{1} \times \left(\frac{1.008\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right) = 3.024\ \text{g H}$$

$$\frac{3\ \text{mol}}{1} \times \left(\frac{16.00\ \text{g O}}{1\ \text{mol O}}\right) = 48.00\ \text{g O}$$

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.

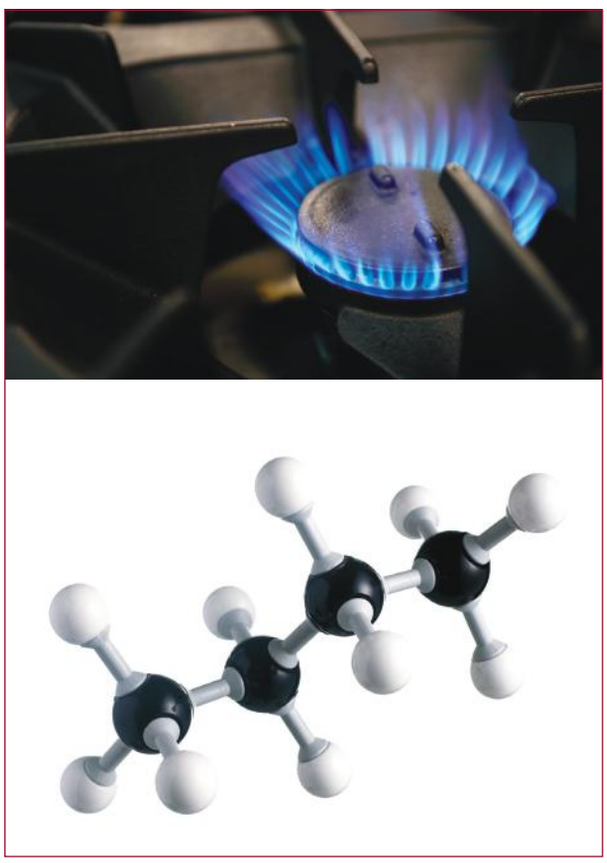
$$\text{النسبة المئوية بالكتلة للألومنيوم} = \frac{26.98\ \text{g Al} \times 100}{78.00\ \text{g Al(OH)}_3} = \boxed{34.6\%\ \text{Al}}$$

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 3-7**. ينتج من الاحتراق الكامل لغاز البيوتان غاز ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء، ويطلق هذا التفاعل طاقة حرارية.



الشكل 3-7 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 المولية 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	$\frac{\text{كتلة C}}{\text{الكتلة المولية C}} = \frac{24.02}{12.01}$ $= 2.00mol$	$\frac{\text{كتلة H}}{\text{الكتلة المولية H}} = \frac{5.038g}{1.008g/mol}$ $= 4.998mol$
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:

$$\text{الكتلة المولية } C_2H_5 = 2\times(12.01)+5\times(1.008)=29.06g/mol$$

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

$$n = \frac{58.12}{29.06} = 2$$

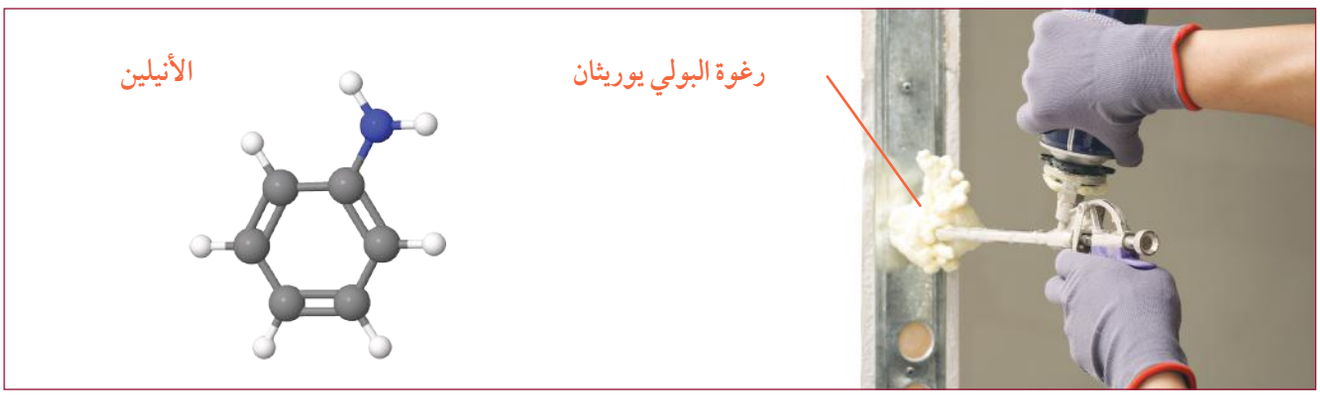
$$\text{الصيغة الجُزيئية} = (\text{الصيغة الأولية}) \times n$$

$$n \times [C_2H_5] = C_4H_{10}$$

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 (3-8)**. وينتج من احتراق الأنيلين ثاني أكسيد الكربون، والماء، وغاز النيتروجين.



الشكل 3-8 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 3-9 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 = $\frac{\text{كتلة } N_2}{1} \times \frac{\text{الكتلة المولية } N_2}{\text{الكتلة المولية}}$ $\frac{2.256gN_2}{1} \times \frac{28.016gN}{28.01gN_2} = 2.256gN$
احسب عدد مولات كل عنصر		
$\frac{\text{الكتلة C}}{\text{الكتلة المولية C}}$ $\frac{11.606gC}{12.01g/molC} = 0.9664molC$	$\frac{\text{الكتلة H}}{\text{الكتلة المولية H}}$ $\frac{1.137gH}{1.008g/molH} = 1.128molH$	$\frac{\text{الكتلة N}}{\text{الكتلة المولية N}}$ $\frac{2.256gN}{14.01g/molN} = 0.1610molN$
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 9

$$C_xH_yN_z + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + N_2$$

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 = $\frac{\text{كتلة } CO_2}{1} \times \frac{1\text{molC}}{\text{الكتلة المولية } CO_2}$ $\frac{81.55\text{g}C}{1} \times \frac{1\text{molC}}{44.01\text{g}CO_2} = 1.853\text{molC}$	عدد مولات H = $\frac{\text{كتلة } H_2O}{1} \times \frac{2\text{molH}}{\text{الكتلة المولية } H_2O}$ $\frac{25.04\text{g}H_2O}{1} \times \frac{2\text{molH}}{18.02\text{g}H_2O} = 2.779\text{molH}$	عدد مولات N = $\frac{\text{كتلة } N2}{1} \times \frac{2\text{molN}}{\text{الكتلة المولية } N2}$ $\frac{12.98\text{g}N2}{1} \times \frac{2\text{molN}}{28.01\text{g}N2} = 0.9265\text{molN}$
احسب نسبة عدد المولات بالقسمة على أقل عدد مولات		
$\frac{1.853\text{molC}}{0.9265\text{molN}} = 2$	$\frac{2.779\text{molH}}{0.9265\text{molN}} = 3$	$\frac{0.9265\text{molN}}{0.9265\text{molN}} = 1$
الصيغة الأوّلية	C_2H_3N	

الكتلة المولية للصيغة الأوّلية = $2\times(12.01)+3\times(1.008)+1\times(14.01) = 41.05\text{g/mol}$

الكتلة المولية للصيغة الجُزيئية = (الكتلة المولية الصيغة الأوّلية)× n

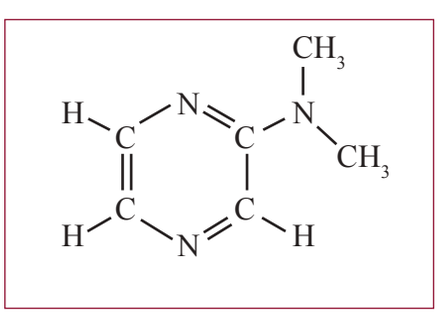
$$n = \frac{123.5\text{g/mol}}{41.05\text{g/mol}} = 3$$

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 3-30**، الذي يُعدّ مُنشِّطًا للجهاز العصبي المركزي، بالإضافة إلى وجود مُتشكِّلات عديدة أخرى.



الشكل 3-30 أحد متشكِّلات $C_6H_9N_3$ هو الأمبايزين.

1-3 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 مثلَّث 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. نظف شريط المغنيسيوم 15 cm بورق الصنفرة. 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.
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 2-3 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 الأوّلية 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 3-1

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. ما الذي يلزم لتحديد الصيغة الجُزيئية لمركب مجهول 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 الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية لمركب يتكون من 58.8% كربون، و 9.8% هيدروجين، و 31.4% أكسجين. وكانت كتلته المولية 102 g/mol؟
8. إذا كانت الصيغة الأوَّلية لمُركَّب ما CH_2، وكتلته المولّية 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:

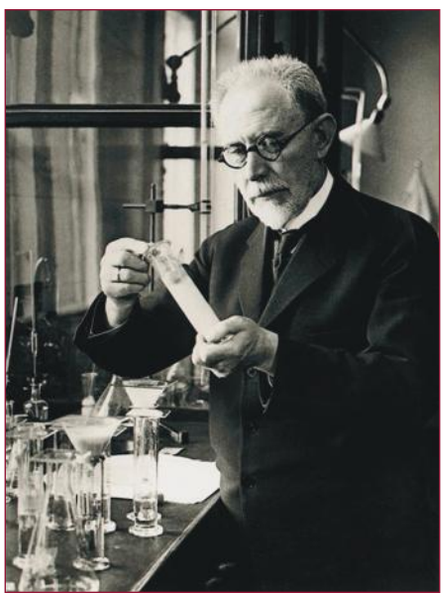
$$CH_xH_yN_z + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + N_2$$

a. ارسم أسهمًا تتجه من العناصر الموجودة في كل مادة من المتفاعلات نحو العناصر التي أصبحت في كل مادة من النواتج.

b. في تفاعل الاحتراق المُبيَّن في المعادلة السابقة، 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.

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 3 -11 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 3 -12 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 بواسطة 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^+).

الدرس 3-1: الصيغة الأوَّلية والصيغة الجزيئيّة

- **الصيغة الأوَّلية Empirical formula** هي صيغة مُركَّب يُعبَّر عنها بأبسط نسبة عددية صحيحة للعناصر المُكوِّنة له.
- **مِطياف الكتلة Mass spectrometer** جهاز تحليلي يُستخدم لتحديد نسبة 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 الفعلي 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.

ملخص العلاقات

كتلة المادة (g) = عدد مولات المادة (mol) × الكتلة المولية للمادة (g/mol)

$$\text{النسبة المئوية للعنصر في المُركَّب} = \frac{\text{كتلة العنصر في مول واحد من المُركَّب}}{\text{الكتلة المولية للمُركَّب}} \times 100$$

الكتلة المولية للصيغة الجُزيئية = الكتلة المولية للصيغة الأولية × n $(n \geq 1)$

الصيغة الجُزيئية = الصيغة الأولية × n

أسئلة اختيار من متعدد:

1. أيٌّ من الصيغ أدناه هي الصيغة الأوَّلية للمُركَّب $C_{10}H_{12}$؟
   a. $C_{10}H_{12}$
   b. CH
   c. CH_2
   d. C_5H_6

2. الصيغة الجُزيئيّة التي لها الصيغة الأوَّلية $C_2H_3Cl_2$ يمكن أن تكون:
   a. $C_5H_6Cl_5$
   b. $C_4H_6Cl_4$
   c. $C_{10}H_9Cl_{10}$
   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
   b. C_4H_8
   c. C_8H_{16}
   d. $C_{12}H_{24}$

أسئلة ذات إجابات قصيرة

الدرس 3-1 الصيغة الأوّلية والصيغة الجُزيئية

4. ما الصيغة الأوَّلية للمُركَّب $Ca(OH)_2$؟

5. ما الصيغة الجُزيئية لمُركَّب كتلته المولية هي 174.02 g/mol وصيغته الأوَّلية هي $C_3H_7N_2O$؟

6. أعطِ مثالًا على مُركَّب تكون صيغته الجُزيئية هي نفسها صيغته الأوَّلية.

7. ما النسبة المئوية لتركيب كل عنصر مُكوِّن لمُركَّب بيكربونات الصوديوم $NaHCO_3$ ؟

8. مُركَّب مكوَّن من (8.464%) من الكربون، و (2.13 %)من الهيدروجين، و(89.43 %) من اليود، احسب صيغته الأولية.

9. 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 %)؟

10. 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.

11. مُركَّب صيغته الأوَّلية C_2H_4O، وكتلته الموليَّة (132.2 g/mol). حدِّد صيغته الجزيئية.

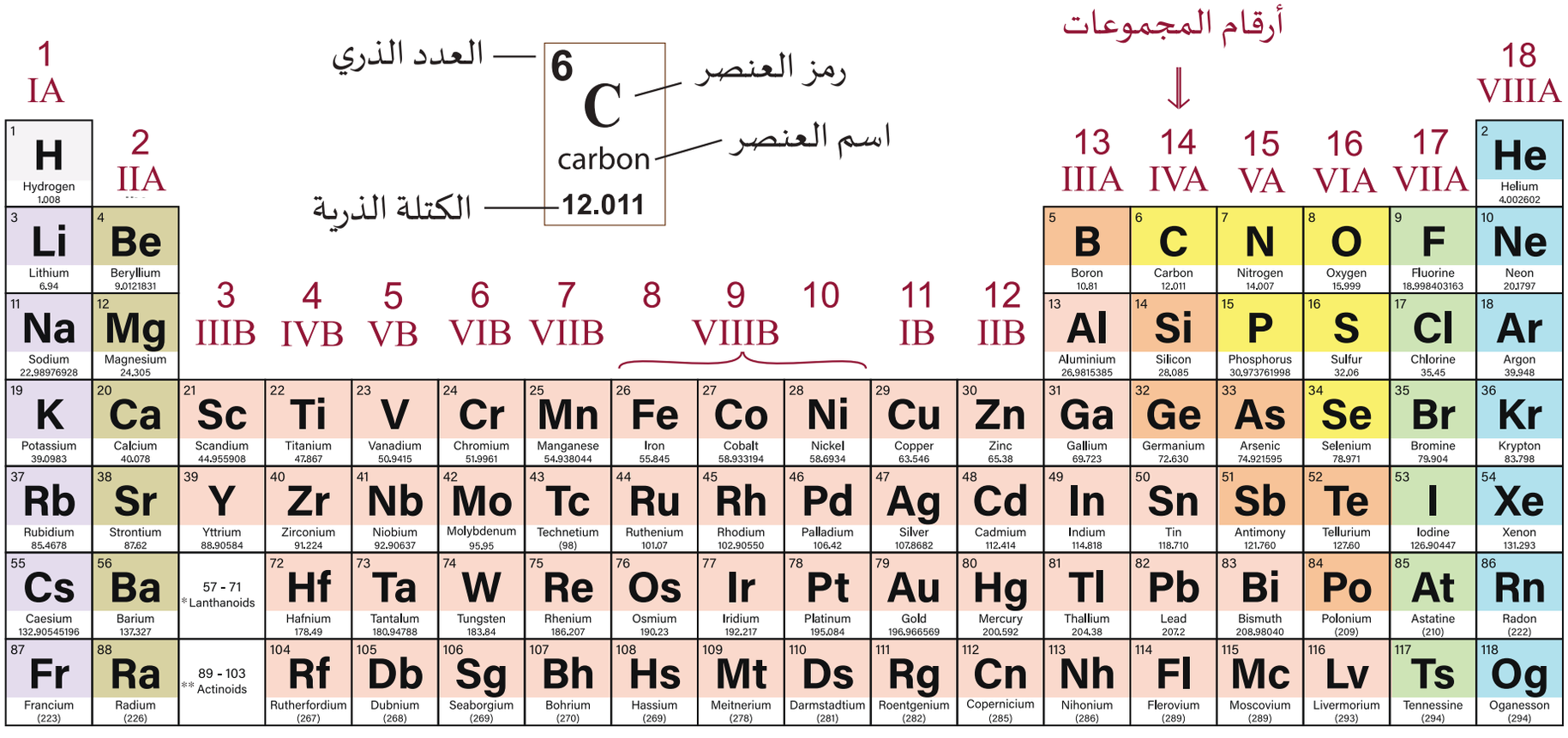
12. مُركَّب مُكوَّن من الكربون، والهيدروجين، والنيتروجين، وكتلته الموليّة (61.09 g/mol). تعرَّض لعملية احتراق كاملة وفقًا للمعادلة:

$$C_xH_yN_z + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + N_2$$

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.

13. اذكر، من خلال البحث، طريقتين يمكن من خلالهما تحديد الكتلة المولية لمُركَّب ما.

الجدول الدوري الحديث للعناصر



*	57 La Lanthanum 138.90547	58 Ce Cerium 140.116	59 Pr Praseodymium 140.90766	60 Nd Neodymium 144.242	61 Pm Promethium (145)	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.92535	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.93033	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.93422	70 Yb Ytterbium 173.045	71 Lu Lutetium 174.9668
**	89 Ac Actinium (227)	90 Th Thorium 232.0377	91 Pa Protactinium 231.03588	92 U Uranium 238.02891	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkelium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (258)	102 No Nobelium (259)	103 Lr Lawrencium (266)

- لا فلزات
- هالوجينات
- غازات نبيلة
- اللانثانيدات
- الأكتينيدات
- أشباه فلزات
- فلزات قلوية
- فلزات قلوية أرضية
- فلزات

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