



الكيمياء

كتاب الطالب
المستوى الحادي عشر

CHEMISTRY
STUDENT BOOK

GRADE

11

الفصل الدراسي الأول - الجزء الأول
FIRST SEMESTER

2021-2022

الطبعة الثانية



© وزارة التعليم والتعليم العالي في دولة قطر

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

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

تم إعداد الكتاب بالتعاون مع شركة تكنولوجيا.

التأليف: فريق من الخبراء بقيادة الدكتور توم سو وبالتعاون مع شركة باسكو العلمية.

الترجمة: مطبعة جامعة كامبريدج.

الطبعة الثانية 2021 - 2022 م



حضرة صاحب السمو الشيخ تميم بن حمد آل ثاني
أمير دولة قطر

النشيد الوطني

قَسَمًا بِمَنْ رَفَعَ السَّمَاءَ	قَسَمًا بِمَنْ نَشَرَ الضِّيَاءَ
قَطَرٌ سَتَبَقَى حُرَّةً	تَسْمُو بِرُوحِ الْأَوْفِيَاءِ
سِيرُوا عَلَى نَهْجِ الْأَلَى	وَعَلَى ضِيَاءِ الْأَنْبِيَاءِ
قَطَرٌ بِقَلْبِي سِيرَةٌ	عِزٌّ وَأَمْجَادُ الْإِبَاءِ
قَطَرُ الرَّجَالِ الْأَوَّلِينَ	حُمَاتُنَا يَوْمَ النَّدَاءِ
وَحَمَائِمُ يَوْمَ السَّلَامِ	جَوَارِحُ يَوْمِ الْفِدَاءِ



المراجعة والتدقيق العلمي والتربوي

خبرات تربوية وأكاديمية من المدارس

الإشراف العلمي والتربوي

إدارة المناهج الدراسية ومصادر التعلم

يعدّ كتاب الطالب مصدراً مثيراً لاهتمام الطلاب من ضمن سلسلة كتب العلوم لدولة قطر، فهو يستهدف جميع المعارف والمهارات التي يحتاجون إليها للنجاح في تنمية المهارات الحياتية وبعض المهارات في المواد الأخرى.

وبما أننا نهدف إلى أن يكون طلابنا مميزين، نودّ منهم أن يتسموا بما يأتي:

- البراعة في العمل ضمن فريق.
- امتلاك الفضول العلميّ عن العالم من حولهم، والقدرة على البحث عن المعلومات وتوثيق مصادرها.
- القدرة على التفكير بشكلٍ ناقدٍ وبناء.
- الثقة بقدرتهم على اتباع طريقة الاستقصاء العلميّ، عبر جمع البيانات وتحليلها، وكتابة التقارير، وإنتاج الرسوم البيانية، واستخلاص الاستنتاجات، ومناقشة مراجعات الزملاء.
- الوضوح في تواصلهم مع الآخرين لعرض نتائجهم وأفكارهم.
- التمرّس في التفكير الإبداعيّ.
- التمسك باحترام المبادئ الأخلاقية والقيم الإنسانية.

يتجسّد في المنهج الجديد العديد من التوجّهات مثل:

- تطوير المنهج لجميع المستويات الدراسية بطريقة متكاملة، وذلك لتشكيل مجموعة شاملة من المفاهيم العلمية التي تتوافق مع أعمار الطلاب، والتي تسهم في إظهار تقدّمهم بوضوح.
- مواءمة محتوى المصادر الدراسية لتتوافق مع الإطار العامّ للمنهج الوطني القطريّ بغية ضمان حصول الطلاب على المعارف والمهارات العلمية وتطوير المواقف (وهو يُعرف بالكفايات) ممّا يجعل أداء الطلاب يصل إلى الحدّ الأقصى.
- الانطلاق من نقطة محورية جديدة قوامها مهارات الاستقصاء العلميّ، ما أسّس للتنوّع في الأنشطة والمشاريع في كتاب الطالب.

- توزّع المعرفة والأفكار العلميّة المخصّصة لكلّ عام دراسيّ ضمن وحدات بطريقة متسلسلة مصمّمة لتحقيق التّنوُّع والتّطوُّر.
 - تعدّد الدّروس في كلّ وحدة، بحيث يعالج كلّ درس موضوعاً جديداً، منطلقاً ممّا تمّ اكتسابه في الدّروس السّابقة.
 - إتاحة الفرصة للطلّاب، في كلّ درسٍ، للتّحقّق الذاتيّ من معارفهم ولممارسة قدرتهم على حلّ المشكلات.
 - احتواء كلّ وحدة على تقويم للدّرس وتقويم الوحدة التي تمكّن الطّلاب والأهل والمدرّسين من تتبّع التّعلّم والأداء.
- العلوم مجموعة من المعارف التي تشمل الحقائق والأشكال والنّظريّات والأفكار. ولكنّ العالم الجيّد يفهم أنّ «طريقة العمل» في العلوم أكثر أهميّة من المعرفة التي تحتويها. سوف يساعد هذا الكتاب الطّلاب على تقدير جميع هذه الأبعاد واعتمادها ليصبحوا علماء ناجحين وليواجهوا مجموعة واسعة من التّحدّيات في حياتهم المهنيّة المستقبلية.

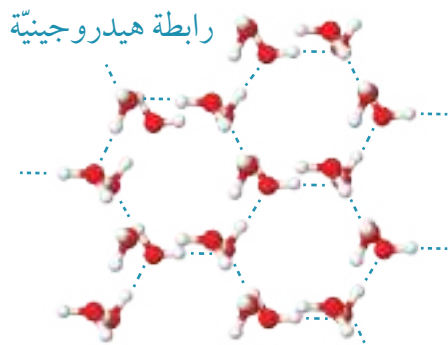
مفتاح كفايات الإطار العام للمنهج التعليمي الوطني لدولة قطر

- الاستقصاء والبحث 
- التّعاون والمشاركة 
- التّواصل 
- التّفكير الإبداعيّ والناقد 
- حلّ المشكلات 
- الكفاية العددية 
- الكفاية اللّغويّة 

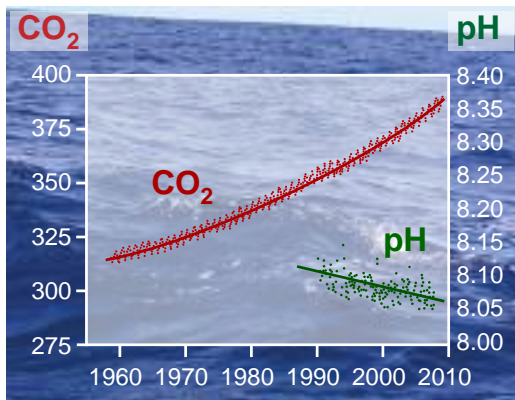
الكيمياء مهمة بشكل أساسي؛ لذا يجب على كل فرد أن يتعرف ويتعمق في علم الكيمياء، لاتخاذ قرارات مدروسة في حياته؛ ففي كل يوم نواجه مجموعة من الأسئلة، بسيطة مثل ماذا سنأكل من الطعام؟ ومعقدة مثل هل مناخ الأرض سيتغير؟ ولماذا؟ والإجابات عن هذه الأسئلة كلها تنطوي على الكيمياء.



هل يمكنك توضيح كيفية ارتباط الكيمياء بما يناسب مع كل صورة؟



تركيب البلورة السداسية المفتوحة للجليد.



ثاني أكسيد الكربون في الغلاف الجوي ودرجة حموضة المحيط.

غالبًا ما تسمى الكيمياء العلوم المركزية، إذ تفسر الفيزياء الأشكال الأساس للمادة والتفاعلات مثل الذرات والقوى، غير أن اهتمامات الكيمياء تتعلق بكيفية الربط بين الذرات والطاقة، والجمع بينهما؛ كذلك تتعلق بالتفاعل بينهما لتوليد مجموعة لانهائية من المواد، وما ينجم عن ذلك من تغييرات نلاحظها. وفي الوقت عينه، يعد علم الأحياء الأكثر تعقيدًا، حيث ينظم الآلاف من المواد الكيميائية، والملايين من التفاعلات في النظم المعقدة التي هي الكائنات الحية. هل يمكنك توضيح كيفية ارتباط الكيمياء بما يناسب مع كل صورة؟

يبدأ هذا الفصل الدراسي بطرح أسئلة، مثل: كيف تتكون المركبات؟ ولماذا؟ وتكمن الإجابات عميقة داخل بنية الذرات غير المرئية في المادة، ثم ندرس التركيب المجهرى للمادة ونتفحصه، بما في ذلك سبب تكون البلورات، والسبب الذي يجعل الجليد أخف من الماء. ونختتم الفصل الدراسي بالحسابات الكيميائية، وهذا هو الاستخدام العملي لعلم الكيمياء من أجل تحليل المركبات وتكوينها.

سيأخذك هذا الكتاب، أيضًا، إلى مجالات غير معلومة من العلوم: سيخبرك عن الآثار الناتجة من خمسة إلى سبعة ملايين مادة تقريبًا من المواد الكيميائية التي هي من صنع الإنسان، والتي أشارت دراسة حديثة إلى وجودها في بيئتنا، كما سيتناول المواد الكيميائية الطبيعية مثل ثاني أكسيد الكربون، حيث يتم إنشاؤها بكميات هائلة نتيجة للنشاط البشري، وما أثارها على كوكبنا؟ لذا يتوجب على البشر إيجاد إجابات لهذه الأسئلة في المستقبل.

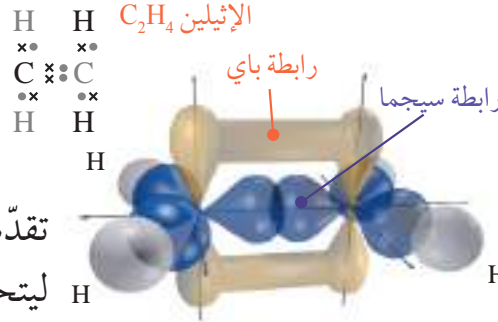
بعض أقسام هذا الكتاب

أسئلة للمناقشة

الرّسوم التّوضيحية

أسئلة المناقشة

ما الذي يقرّر ما إن كانت الرّابطة أيونية أم تساهمية؟



قدّمت المفاهيم، والبيانات، والأمثلة المهمة لكل فكرة جديدة بالتفصيل من خلال الرّسوم التّوضيحية ومن خلال الكلمات.

تقدّم أسئلة المناقشة فرصة لصفك ليتحدّث عن مفاهيم جديدة ومعلومات.

شريط الأفكار المهمة

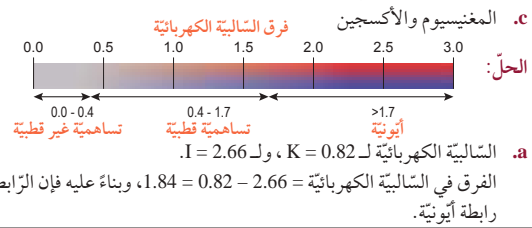
تحديد النّقاط الرّئيسة وتذكرها.

إن السّالبية الكهربائيّة هي قدرة الذّرات على جذب زوج إلكترونات الرّابطة في الرّابطة الكيميائيّة.



المسائل الرّياضيّة

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



الأمثلة النّموزجيّة

تبين الأمثلة التّوضيحية الخطوات والمنطق الصّحيح للقيام بالعمليات الحسابيّة بنجاح.

مثال 1

المسألة: كتابة التّوزيع الإلكتروني لعنصر السيليكون Si .

الحل: لعنصر السيليكون 14 إلكترونًا.

- استخدم المخطط في الشكل 17-1 لمعرفة ترتيب ملء المستويات الفرعيّة، وتحديد سعة كلّ مستوى فرعيّ.
- ابدأ بملء المستويات الفرعيّة من الأدنى بالطّاقة إلى أعلى، على أن تملأ كلّ مستوى فرعيّ كليًا قبل الانتقال إلى المستوى الفرعيّ الذي يليه حتّى تصل إلى ملء 12 إلكترونًا؛ وذلك للسبب الآتي: إذا امتلأ المستوى الفرعيّ $3p$ ، يصبح عدد الإلكترونات أكثر من 14 إلكترونًا.
- ضع الإلكترونين الاثنين المتبقّين 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 مندلييف (1834 - 1907) أوّل جدول دوريّ حديث، بالاعتماد على تكرار أنماط الخصائص الكيميائيّة. ومع ذلك، لم يكن يعرف أحد كيف تترايط الذّرات. وفي العام 1916، لفت لويس جيلبرت (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 للتكنولوجيا، النّظرية الجديدة لميكانيكا الكمّ. أوضحت ورقة بولينج عام 1931 بعنوان «طبيعة

الأنشطة

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



أشكال الأفلاك

1-1

سؤال الاستقصاء	كيف تكون أشكال الأفلاك المختلفة؟
المواد المطلوبة	ورقة عمل - حاسوب - إنترنت.
تمثل الأجسام الثلاثية الأبعاد من خلال رسم الجسم من الجهة العلوية والجهة الأمامية والجهة الجانبية. في النظرة الرياضية: تمثل الجهة الأمامية على المحور z . أما الجهة العلوية فتُمثل على المحور y والجهة الجانبية على المحور x .	

تقويم الدرس

يشمل كل درس مراجعة للدرس تحتوي على أسئلة تغطي المفاهيم والمعلومات في الدرس.

تقويم الدرس 1-1

1. قارن بين الأنواع الثلاثة للجسيمات المكونة للذرة، من حيث موقعها في الذرة وكتلتها وشحنتها.
2. ما العدد الذي يُعرف هوية العنصر؟
3. ما عدد إلكترونات ذرة الصوديوم المتعادلة الشحنة الكهربائية، علمًا أن نواتها تحتوي على 11 بروتونًا؟
4. أذكر أعداد الكم الأربعة، وحدد المعلومات التي تقدمها هذه الأعداد حول الأفلاك الذرية.
5. حدد العدد الإجمالي للإلكترونات الذي يمكن أن يتسع لها كل نوع من المستويات الفرعية الآتية:
 - a. يتسع المستوى الفرعي s لـ _____ من الإلكترونات.

مراجعة الوحدة

يوفر ملخص قصير في نهاية كل وحدة مرجعية سريعة للأفكار ومفردات اللغة الرئيسية.

الوحدة 1

مراجعة الوحدة

الدرس 1-1: التركيب الذري

- تتكون الذرات من البروتونات $Protons$ والنيوترونات $Neutrons$ والإلكترونات $Electrons$.
- تكون البروتونات والنيوترونات الموجودة داخل النواة 99.9% من كتلتها.
- تكون الإلكترونات سحابة إلكترونية كبيرة حول النواة.
- تربط الذرات معًا بواسطة قوة جذب إلكتروستاتيكية $Electrostatic force$.

تقويم الوحدة

لكل وحدة مجموعة من الأسئلة متعددة الخيارات، توفر الاستعداد لاختبار قياسي.

تقويم الوحدة

الدرس 1-1: التركيب الذري

1. اختر من جميع العبارات الآتية ما يعد خطأ.
 - a. كتل البروتون والنيوترون والإلكترون هي نفسها تقريبًا.
 - b. شحنة البروتون الكهربائية تساوي شحنة الإلكترون باستثناء أن إشارتهما مختلفتان.
 - c. تجمع الروابط الأيونية ذرتين معًا، في حين تجمع الروابط التساهمية ذرات متعددة.
 - d. يعرف حجم الذرة بواسطة الإلكترونات، ولكن تُحدد النواة كتلتها بالكامل تقريبًا.

تقويم الوحدة

توفر المسائل القصيرة والكمية ثلاثة مستويات من التحدي في نهاية كل وحدة.

تقويم الوحدة

26. استعن بالجدول الدوري، لتحديد اسم ورمز العنصر الذي له التركيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ علّل إجابتك.
27. اشرح لماذا يكون الصوديوم أيونًا ذا شحنة كهربائية $(+1)$ بينما يكون الكالسيوم أيونًا ذا شحنة كهربائية $(+2)$.
28. لماذا يكون الكلور أيونًا شحنته الكهربائية (-1) ؟
29. ما القاسم المشترك بين النويات Mg و Be و Ca ؟

1 الوحدة

التركيب الذريّ والروابط الكيميائيّة

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

2 الوحدة

الروابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

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

3 الوحدة

الحسابات الكيميائيّة

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

جدول المحتويات

1 الوحدة

2 التركيب الذريّ والروابط الكيميائيّة

4	التركيب الذريّ	الدّرس 1-1
15	التّوزيع الإلكترونيّ	الدّرس 2-1
32	الروابط الكيميائيّة	الدّرس 3-1

2 الوحدة

56 الروابط الكيميائيّة وتركيب المادّة

58	السّاليّة الكهربائيّة	الدّرس 1-2
67	الأشكال الهندسيّة للجزيئات	الدّرس 2-2
83	القوى الجزيئيّة البينيّة	الدّرس 3-2



C1101
C1102

الوحدة 1

التركيب الذريّ والرّوابط الكيميائيّة

في هذه الوحدة

- الدّرس 1-1: التركيب الذريّ
- الدّرس 2-1: التّوزيع الإلكترونيّ
- الدّرس 3-1: الرّوابط الكيميائيّة

الوحدة

1

مقدمة الوحدة

عرفت فكرة الذرات منذ 2000 سنة على أقل تقدير، ولكن لم يتم اكتشاف تفاصيلها المهمة، إلا في خلال القرن الماضي فقط. هذا مع العلم أن معرفة التنوع الهائل لأنواع المواد، يعتمد على تلك التفاصيل غير المنظورة لتركيب الذرات. وبناء على ذلك، فإن كل تفصيل دقيق، تراه أو تختبره في المواد، يعتمد على كيفية ترتيب البروتونات والإلكترونات والنيوترونات في ذرات هذه المواد.

يعتمد هيكل الجدول الدوري وبنيته على خصائص التركيب الكيميائي للعناصر. من المعروف أن هذه الخصائص تعتمد على الطريقة التي يتم فيها ترتيب الإلكترونات داخل الذرات. وهنا يجدر الذكر، أن قواعد ميكانيكا الكم، تشرح كيفية ترتيب الإلكترونات في أماكن محددة تسمى الأفلاك التي تقيد الإلكترونات في مستويات طاقة محددة. وعليه، يلاحظ أن مستويات الطاقة الخمسة الأولى تتوافق مع الدورات الخمس الأولى من الجدول الدوري.

ومع أن الروابط الكيميائية تتكوّن بواسطة الإلكترونات، إلا أن بعض الإلكترونات فقط تشارك في الترابط. ولذلك، يحدّد التوزيع الدقيق للإلكترونات في مستوى الطاقة الأعلى، التكافؤ وخصائص الترابط الكيميائي لكل عنصر من العناصر.

الأنشطة والتجارب

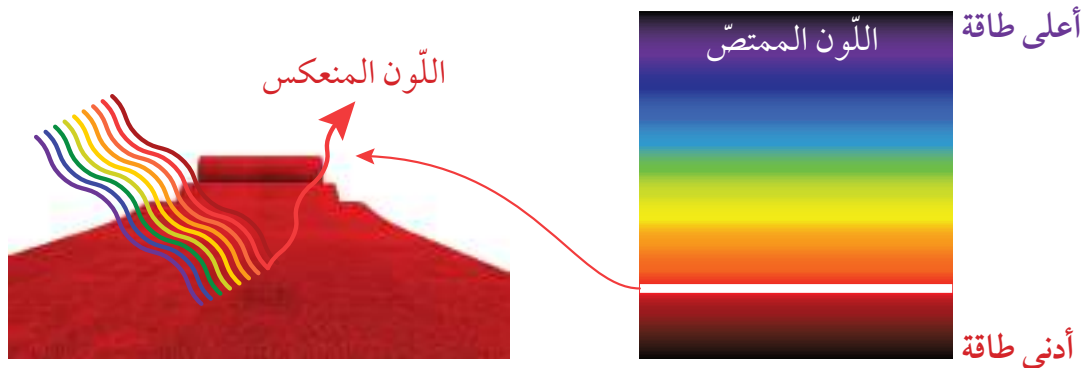
1-1 أشكال الأفلاك.

2-1 التوزيع الإلكتروني.

الدّرس 1-1

التركيب الذريّ

يعتمد لون الضوء على طاقته فأدنى طاقة هي طاقة اللون الأحمر الداكن. وأعلى طاقة هي طاقة اللون البنفسجيّ. ومن المعروف أيضًا أن تكوين الألوان الزاهية والدائمة هي إبداع كيميائيّ ثمين. إذ يمكن استخراج صبغة حمراء اللون من جذور نبات الفوة، كما يمكن استخراج صبغات من اللونين الأصفر والبرتقاليّ من نبتة الزعفران.



المفردات



Electron	الإلكترون
Proton	البروتون
Neutron	النيوترون
Atomic number	العدد الذريّ
Electric charge	الشحنة الكهربائية
القوة الكهربائية الساكنة (الإلكتروستاتيكية)	
Electrostatic force	
Quantum theory	نظرية الكم
Energy level	مستوى طاقة
Quantum numbers	أعداد الكم
Orbit	فلك
Sublevel	مستوى فرعيّ
Spectrum	الطيف
Ground state	المستوى الاعتياديّ
Excited state	حالة إثارة

حين تمتص جزيئات الصبغ الضوء تكتسب إلكتروناتها طاقة. وتعتمد هذه الطاقة على اختلافات طاقة الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة المختلفة للذرة. و بالتالي تمتص الذرات الضوء وتبعثه من خلال حركة الإلكترونات بين مستويات الطاقة. ولإنتاج اللون الخاص بتلك الجزيئات، يجب أن تمتص جزيئات الصبغ جميع الألوان في الضوء الأبيض باستثناء اللون الذي نريد رؤيته. فالصبغة الحمراء، على سبيل المثال، تبدو حمراء لأنّها تمتصّ اللونين الأزرق والأخضر، وتعكس اللون الأحمر إلى عينك.

مخرجات التعلّم

C1101.2 يصف عدد الكم والطّاقات النسبيّة للمستويات الفرعيّة s, p, d, f في مستويات الطّاقة الرئيسيّة 1 و 2 و 3 والمستويات الفرعيّة 4s, 4p. ويتعرّف إلى اختلاف التّرتيب بين المستويين 4s و 3d.

تكوّن المركّبات من الذّرات

سؤال للمناقشة

كيف تفسّر السلوك
الكيميائيّ للعناصر؟

كلّ عنصر يتكوّن من ذّرات فريدة خاصّة به. فتكون ذّرات
العنصر نفسه متطابقة كيميائيّاً فيما بينها، ومختلفة عن
ذّرات العناصر الأخرى؛ لذلك نلاحظ أنّ الكثير من ذّرات

العناصر المختلفة تكوّن روابط كيميائيّة مع بعضها، فتكوّن المركّبات. لذا فإنّ المواد من حولنا عبارة
عن عناصر ومركّبات أو مخاليط، وبعض الأفكار التي توضح تنوع المادّة مبينة بالشكل 1-1.

الفكرة رقم 4	الفكرة رقم 3	الفكرة رقم 2	الفكرة رقم 1
يتكوّن الجزء الأكبر من المواد من مخاليط المركّبات والعناصر.	أنواع مختلفة من العناصر تتحدّ معاً لتكوين المركّبات.	توجد المادّة أمّا بالحالة الصلبة أو السائلة أو الغازية.	تكوّن المادّة من جسيمات صغيرة جدّاً: ذّرات، أو أيونات أو جزيئات
<p>يحتوي عصير البرتقال على:</p> <ul style="list-style-type: none"> الماء حمض الستريك الفركتوز السليلوز حمض الزيتونيك حمض الأسكوربيك الكالسيوم المغنيسيوم الصوديوم 	<p>هيدروجين</p> <p>هيليوم</p> <p>ليثيوم</p> <p>بيريليوم</p> <p>بورون</p> <p>كربون</p> <p>نيتروجين</p> <p>أكسجين</p> <p>فلور</p> <p>نيون...</p>	<p>الثلج الصلب</p>	<p>الملح</p> <p>أيونات الصوديوم والكلوريد</p>

الشكل 1-1 توضح هذه الأفكار الأربع التّنوّع في الموادّ التي نراها.

هذا التّنوّع في المادّة يعتمد على التركيب الداخليّ للذّرة، المسؤول عن الخصائص الفريدة لكلّ عنصر
في الجدول الدوريّ. فعلى سبيل المثال، يتكوّن جزيء الماء من ذّرة واحدة من عنصر الأكسجين التي
اتّحدت كيميائيّاً مع ذّرتين من عنصر الهيدروجين. هذه النسبة المحدّدة 2:1 لتكوين جزيء الماء ناتجة
عن كميّة ترتيب الإلكترونات في كلّ من ذّرات الأكسجين، وذّرات الهيدروجين. يبيّن الشكل 2-1
طرائق مختلفة لوصف المركّب الكيميائيّ مثل الماء؛ إذ يبيّن الصّيغة الكيميائية عدد ذّرات كلّ عنصر
في الجزيء ونوع الذرات، أمّا التركيب البنائيّ فيبيّن كيف تترابط الذّرات في الجزيء.

تعتمد الخصائص الكيميائية المميزة لكلّ عنصر على ترتيب الإلكترونات
في ذّرات هذا العنصر.

التركيب البنائيّ	الصّيغة الكيميائية	نموذج
<p>التركيب البنائيّ</p> <p>H</p> <p> </p> <p>:O - H</p>	<p>رمز يشير إلى الهيدروجين</p> <p>H₂O</p> <p>رمز يشير إلى الأكسجين</p> <p>لا مؤشّر يدلّ على وجود ذّرة أكسجين واحدة</p> <p>مؤشّر يدلّ على وجود ذّرتين من الهيدروجين</p>	<p>نموذج</p> <p>H</p> <p>O</p> <p>H</p>

الشكل 2-1 ثلاث طرق مختلفة لوصف مركّب كيميائيّ.

البنية الداخلية للذرة

سؤال للمناقشة

ما مكونات الذرة؟

تتكوّن الذرة من ثلاثة أنواع من الجسيمات الرئيسية: **الإلكترون** Electron، **البروتون** Proton و**النيوترون** Neutron.

ويمكن التمييز بين هذه الجسيمات من خلال

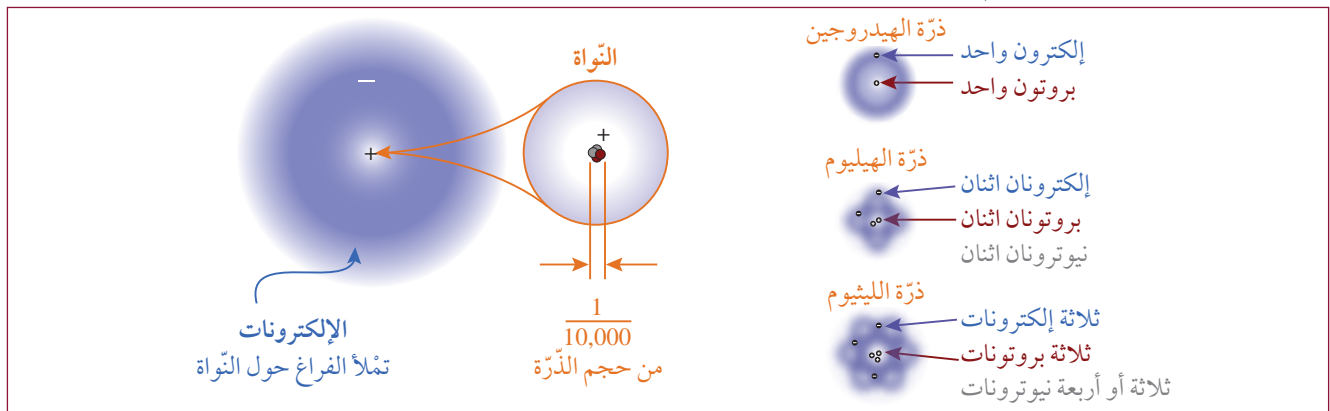
الكتلة والشحنة. إذ إنّ الإلكترون له شحنة سالبة، وكتلة تساوي $9.109 \times 10^{-31} \text{ Kg}$ ، أمّا البروتون فإنّ له شحنة موجبة، وكتلة تساوي 1840 مرة كتلة الإلكترون. كتلة النيوترون مساوية تقريباً لكتلة البروتون، ولكنّ شحنة النيوترون تساوي صفراً. يبيّن الجدول 1-1 خصائص الجسيمات الثلاثة الرئيسة المكونة للذرة.

الجسيم	الرمز	الكتلة النسبية (amu)	الشحنة الكهربائية النسبية (e)
+ البروتون	p^+ , p	1.007	1+
النيوترون	n^0 , n	1.008	0
- الإلكترون	e^- , e	0.0005	1-

وحدة الشحنة الكهربائية (e) = $1.60 \times 10^{-19} \text{ C}$ وحدة الكتلة الذرية (amu) = $1.66 \times 10^{-27} \text{ Kg}$

الجدول 1-1 خصائص الجسيمات المكونة للذرة.

تترتب جسيمات الذرة داخلها بطريقة مميزة، إذ تكوّن البروتونات والنيوترونات نواة الذرة ذات الحجم الصغير جداً، ولكنها تحتوي على معظم الكتلة تقريباً. أمّا الإلكترونات فتكوّن سحابة حول النواة التي بدورها تشكّل تقريباً حجم الذرة. يبيّن الشكل 3-1 البنية العامة للذرة.



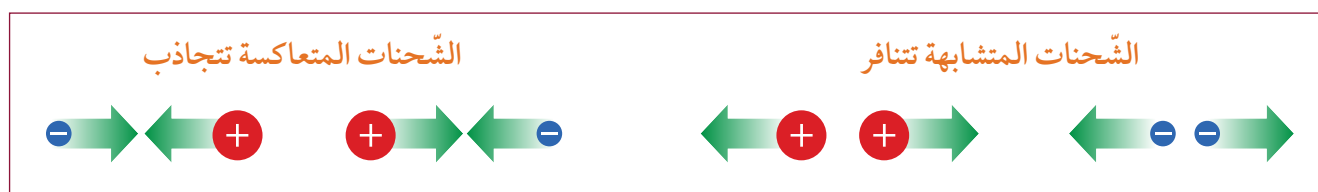
الشكل 3-1 البنية العامة للذرة.

يمكن وصف التركيب الذريّ من خلال استنتاجات العلماء كالآتي:

1. **العدد الذريّ (Z) Atomic number** للعنصر، هو عدد البروتونات في ذرة هذا العنصر والذي يحدد خواصه الكيميائية.
2. تكون أعداد البروتونات والإلكترونات متساوية في الذرة المتعادلة كهربائياً.
3. ذرات العنصر نفسه يمكن أن تحتوي على أعداد مختلفة من النيوترونات (نظائر العنصر).
4. تحدّد الإلكترونات جميع الخواص الكيميائية للعناصر، وذلك لأنّ الذرات تتفاعل معاً من خلال إلكتروناتها الخارجية، والتي تسمى **إلكترونات التكافؤ (Valence electrons)**.
5. تتركز كتلة الذرة في النواة.

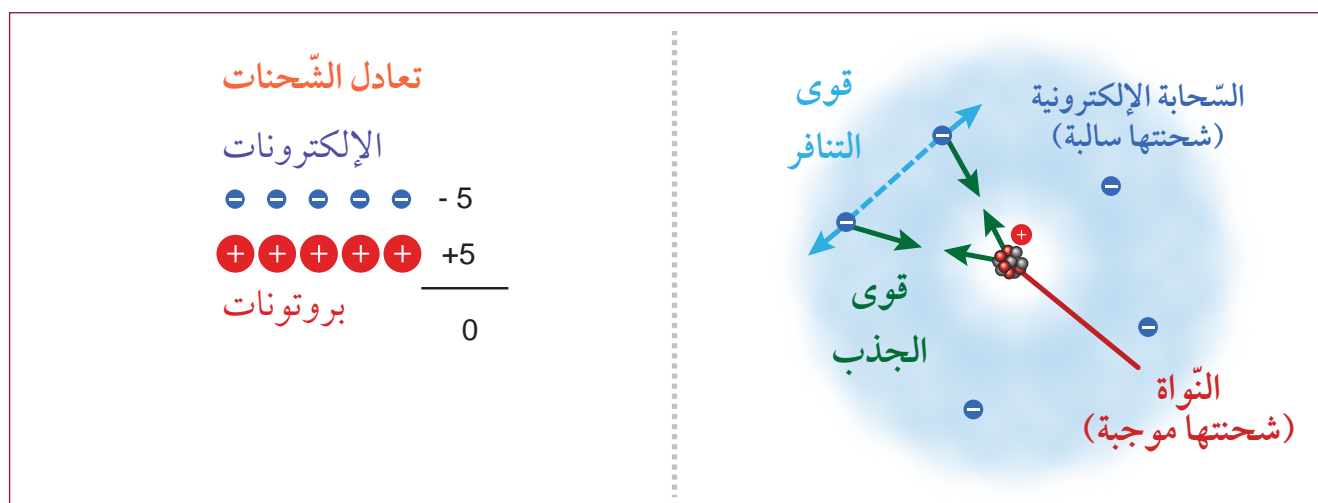
القوى الكهربائية الساكنة (الإلكتروستاتيكية) في الذرة

تمثل **الشحنة الكهربائية Electric charge** (شأنها كالكتلة) خاصيّة أساسية للمادة. يوجد نوعان من الشحنة الكهربائية، هما موجبة وسالبة. الشحنات الموجبة والشحنات السالبة تتجاذب مثل قطبي الشمال والجنوب في المغناطيس. في حين أنّ شحنتين موجبتين تتنافران وتتباعدان، وكذلك تتنافر الشحنتان السالبتان، كما في الشكل 4-1.



الشكل 4-1 القوى بين الشحنات الكهربائية.

تملك البروتونات والإلكترونات كتلاً مختلفة تمامًا، ولكنّ لهما قيمة الشحنة الكهربائية نفسها. وتختلف الواحدة عن الأخرى في أنّ شحنة الإلكترون سالبة، في حين أنّ شحنة البروتون موجبة. إنّ التساوي في قيمة الشحنات من جهة، والتعاكس في إشاراتها المختلفة من جهة أخرى، هما السبب في أنّ الشحنة الكهربائية لا تظهر على الذرات. فالشحنة الموجبة لكلّ بروتون تلغي بالضبط الشحنة السالبة لكلّ إلكترون، ممّا يجعل مجموع شحنة الذرة المتعادلة صفرًا (الشكل 5-1).



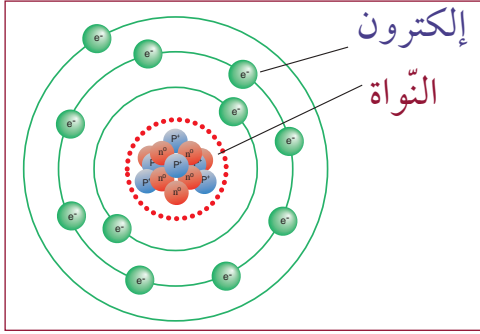
الشكل 5-1 تنتج بنية الذرة من التوازن بين قوى التجاذب بين الإلكترونات والبروتونات من جهة، وقوى التنافر بين الإلكترونات من جهة أخرى.

تؤدي القوى بين الشحنات الكهربائية في الذرة إلى تماسكها وثباتها.



تتجاذب البروتونات الموجبة والإلكترونات السالبة بواسطة قوة كهربائية ساكنة. وتكون هذه القوة الكهربائية الساكنة **الإلكتروستاتيكية Electrostatic force** كبيرة جدًا على مقياس الذرات، إذ إنّها تزيد على 10^{39} مرة من قوة الجاذبية. تعدّ القوة الإلكتروستاتيكية سببًا لكلّ تفاعل كيميائيّ ولجميع خصائص المادة القابلة للملاحظة تقريبًا، مثل حالات المادة الصلبة أو السائلة أو الغازية، كما أنّها تفسّر كيفية تكوين الروابط الكيميائية بين الذرات.

نموذج بور للذرة ونظرية الكم



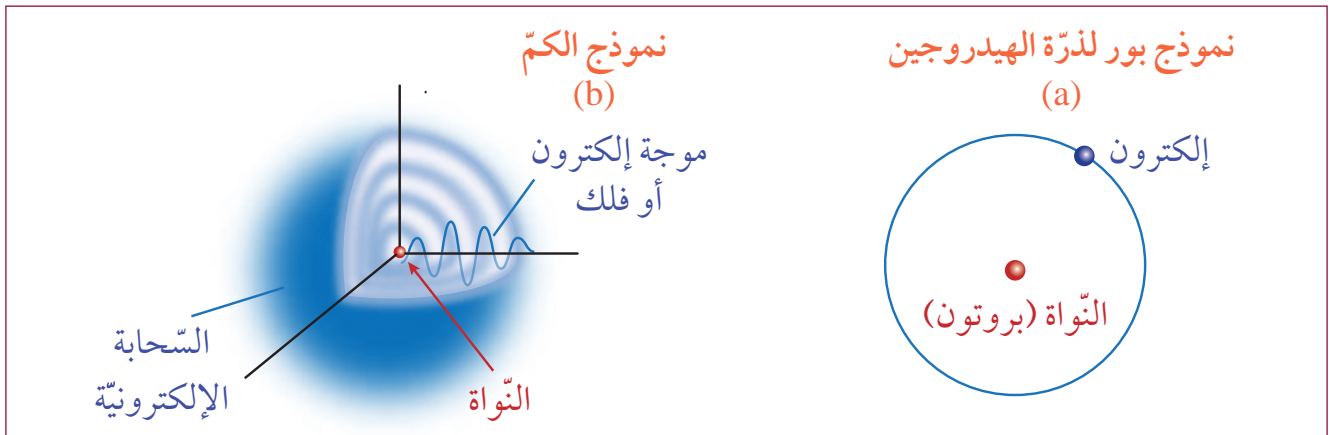
الشكل 6-1 نموذج بور الذري.

اقترح العالم الفيزيائي الدنماركي نيلز بور، النموذج الذري الأول عام 1913، وقد شبه بور نموذج الذرة بالنظام الشمسي، إذ تدور الإلكترونات في مدارات حول النواة نتيجة التجاذب الإلكتروستاتيكي، كما تدور الكواكب حول الشمس. يبين الشكل 6-1 نموذج بور الذري. وبحسب نموذج بور:

- يدور الإلكترون حول نواة الذرة في مدارات دائرية محددة الطاقة.
- تتزايد طاقة المدار كلما زاد بعده عن النواة.
- يكون الإلكترون ذو الطاقة الأقل في مستوى الطاقة الأدنى أي في المدار الأقرب إلى نواة الذرة.
- تتزايد طاقة الإلكترون كلما ابتعد مداره عن نواة الذرة.

تبين للعلماء، في بداية القرن العشرين، أن نموذج بور للذرة لا يستطيع تفسير الكثير من خواص الذرات. في العام 1924، أشار العالم الفرنسي لويس دي برولي Louis de Broglie، إلى أن الإلكترون يمتلك طبيعة مزدوجة، فهو ينتقل وكأنه مكون من جسيمات (له كتلة)، وفي الوقت نفسه له خاصية موجية. وكان لافتراض دي برولي دور بارز في تغيير مفاهيمنا للمادة.

لم يستطع نموذج بور البسيط للذرة، المبين بالشكل a7-1، أن يفسر خواص الذرة بالطريقة التي تنسجم مع النموذج الموجي للإلكترون، المبين بالشكل b7-1. لذلك وفي عام 1926، طور العالم شرودينجر نظرية تعرف **بنظرية الكم Quantum theory** التي تنص على احتمال وجود الإلكترون في منطقة معينة من الفراغ المحيط بالنواة، وليس في مستويات محددة الأبعاد، كما أوضح بور. أطلق على هذه المنطقة من الفراغ الثلاثية الأبعاد، والتي يحتمل وجود الإلكترون فيها اسم **الأفلاك Orbitals**، وهو ما يمكن وصفه، بطريقة أخرى، بأنه السحابة الإلكترونية المحيطة بالنواة. وهذه السحابة الإلكترونية تتكون من مجموعة من الأفلاك المنتشرة حول النواة بحجم 10,000 مرة أكبر من حجم النواة مرتبة في **مستويات طاقة Energy levels or shells**. كما أن هذه السحابة تحدد حجم الذرة والسلوك الكيميائي للعنصر.



الشكل 7-1 مقارنة نموذج بور للإلكترون مع نموذج الإلكترون الكمي.

أعداد الكم

استنتج العلماء من نظرية الكم أنه بالإمكان وصف ترتيب الإلكترونات في مستويات الطاقة حول النواة باستخدام أربعة أعداد سميت **أعداد الكم Quantum numbers**، وهذه الأعداد الأربعة هي:

1. **عدد الكم الرئيس Principle quantum number (n)** يمثل هذا العدد مستوى الطاقة الرئيس والمسافة النسبية لهذا المستوى من نواة الذرة. وكلما ازدادت قيمة (n) تزداد طاقة الإلكترون ومعدل بعده عن النواة. إذا كان عدد الكم للإلكترون معين $n = 1$ ، فهذا يعني أن الإلكترون يقع في مستوى الطاقة الرئيس الأول، وبالتالي هو المستوى الأدنى بالطاقة الأقرب للنواة. أقصى عدد للإلكترونات يُعطى بالعلاقة $2n^2$. ويأخذ عدد الكم الرئيس (n) قيمًا صحيحة موجبة (1، 2، 3، ... إلخ)، حيث يدل كل رقم على مستوى طاقة رئيس معين.

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

الجدول 1-2 الأحرف التي تدل على مستويات الطاقة الفرعية بحسب قيم l .

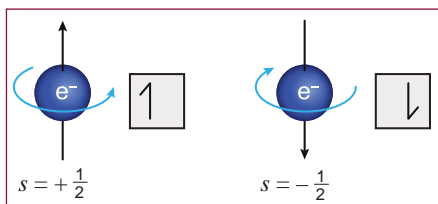
2. **عدد الكم الثانوي (Angular quantum number (l))** يدل هذا العدد على شكل كل فلك، وأعداد مستويات الطاقة الفرعية في كل من مستوى طاقة رئيس. ويأخذ هذا العدد قيمًا صحيحة بين صفر والقيمة (n-1)، أي أن عدد الكم الثانوي يأخذ القيم (0, 1, 2, 3). فكل قيمة لعدد الكم الثانوي تمثل شكل مستوى فرعي معين. الجدول 1-2 يمثل الأحرف التي تدل على مستويات الطاقة الفرعية بحسب قيمة (l).

3. **عدد الكم المغناطيسي Magnetic quantum number (m)** يشير هذا العدد إلى عدد الأفلاك في كل مستوى طاقة فرعي، والاتجاه الفراغي لهذه الأفلاك حول النواة. تعتمد قيم هذا العدد على قيمة عدد الكم الثانوي (l)، فقيم عدد الكم المغناطيسي هي $m = (-l \rightarrow +l)$ ، أي مجموع قيم $m = 2l + 1$. مثال: إذا كان عدد الكم الثانوي ($l = 1$) فإنه يمثل المستوى الفرعي p وبالتالي فإن قيم m هي (-1, 0, +1) أي إن لديه ثلاثة أفلاك وهي p_x, p_y, p_z .

يتسع الفلك الواحد للإلكترونين فقط.



4. **عدد الكم المغزلي Spin quantum number (s)** يعبر هذا العدد عن اتجاه دوران (غزل) الإلكترون حول نفسه، وتتم حركة الإلكترون المغزلية في أحد الاتجاهين المتعاكسين ضمن الفلك الواحد؛ لذا يتخذ عدد الكم المغزلي إحدى القيمتين ($+\frac{1}{2}$) أو ($-\frac{1}{2}$) للدلالة على حالة غزل الإلكترون في الفلك مع عقارب الساعة أو عكس عقارب الساعة مما يقلل التنافر بين إلكترونَي الفلك الواحد كما يبين الشكل 8-1 غزل الإلكترون.





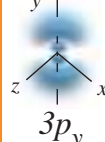
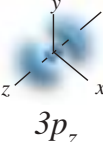






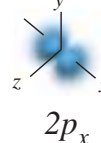
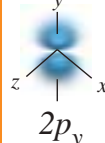
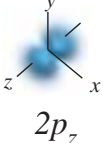
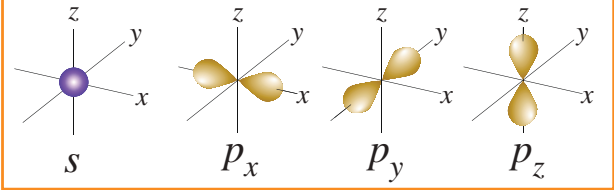

الشكل 8-1 غزل الإلكترون. يبين الجدول 1-3 أعداد الكم لأول ثلاثة مستويات طاقة.

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

الجدول 1-3 أعداد الكم الأربعة لأول ثلاثة مستويات طاقة.

أشكال الأفلاك والمستويات الفرعية

الفلك Orbit هو المنطقة التي يمكن أن يوجد فيها الإلكترون حول نواة ذرة مفردة (حرّة). تعتمد أشكال الأفلاك على أعداد الكمّ، كما يبيّن الجدول 4-1. إذ أن هناك فروقات بين الأفلاك الذرية المختلفة وبخاصّة من حيث الشكل. نلاحظ أن أفلاك (s) ذات شكل كروي متماثل، أمّا أفلاك (p) فلها شكل حبيّتين من الكمثرى (تشبه الرقم 8 علمًا أنّها ثلاثيّة الأبعاد) وأفلاك (d) و (f) الأكثر تعقيدًا.

النوع	s	p			d				
ℓ	0	1			2				
m	0	-1	0	1	-2	-1	0	1	2
$n = 3$	 3s	 3p _x	 3p _y	 3p _z	 3d _{xy}	 3d _{yz}	 3d _{z²}	 3d _{zx}	 3d _{x²-y²}
$n = 2$	 2s	 2p _x	 2p _y	 2p _z	<div>أشكال المستويات الفرعية s و p_x، p_y، p_z في نظام ثلاثي الأبعاد</div> 				
$n = 1$	 1s								

الجدول 4-1 أعداد الكمّ وأنواع الأفلاك.

عدد **المستويات الفرعية Sublevel** في مستوى الطّاقة الرئيس يساوي عدد الكمّ الرئيس (n)؛ لذلك، فإنّ المستوى الرئيس الأوّل (n=1)، يحتوي فقط على مستوى فرعيّ واحد (1s) له عددي الكمّ: n = 1 و $\ell = 0$. ويحتوي المستوى الرئيس الثاني (n = 2)، على مستويين فرعيين أحدهما هو 2s والآخر 2p ذو أعداد الكمّ الآتية: $[n = 2, \ell = 1, m = -1, 0, +1]$ ، وبذلك نجد للمستوى الفرعيّ 2p ثلاثة أفلاك تمتدّ في اتجاهاتها على مدى المحاور في نظام ثلاثي الأبعاد وهي 2p_x، 2p_y، 2p_z. تحتلّ الأفلاك الثلاثة هذه مناطق مختلفة من الفراغ المحيط بالنواة لتقليل طاقة التنافر الكليّة بين الإلكترونات المتداخلة.

يحتوي المستوى الرئيس الثالث n = 3 على ثلاثة مستويات فرعية تتضمّن الفلك 3s وثلاثة أفلاك 3p وخمسة أفلاك 3d، تتناسب مع قيم عدد الكمّ المغناطيسيّ m الخمسة، وعدد الكمّ الثانويّ $\ell = 2$. أمّا المستوى الفرعيّ f، الذي لا يتوافر إلّا في مستويات الطّاقة المتوافقة مع أعداد الكمّ الرئيسة 4 وما فوق، وعدد الكمّ الثانويّ $\ell = 3$ ، فله سبعة أفلاك مختلفة ذات أشكال معقّدة جدًا.

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



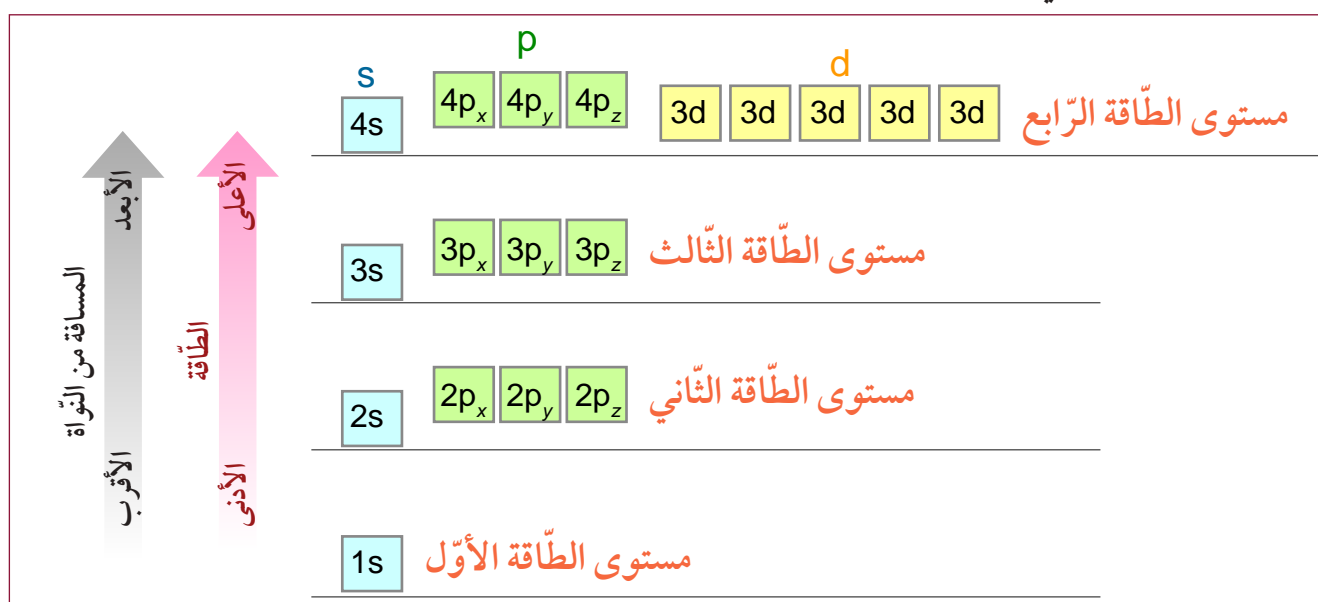
مستويات الطاقة

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

مستوى الطاقة Energy level هو مجموعة من الأفلاك التي لديها تقريبًا طاقة متقاربة. مع العلم أنّ المستويين الفرعيين $2s$ و $2p$ يوجدان في مستوى الطاقة نفسه، ولكنهما يختلفان قليلًا بالطاقة؛ وهكذا تكون طاقة إلكترونات المستوى الفرعي $2s$ أقلّ من طاقة الإلكترونات المستوى الفرعي $2p$ ، لذلك يملأ المستوى الفرعي (s) بالإلكترونات قبل المستوى الفرعي (p) وهما موجودان في مستوى الطاقة نفسه. كذلك يجب ملاحظة أنّ أعداد الكمّ، ومستويات الطاقة، ليست هي نفسها دائمًا.

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

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



الشكل 1-9 تتوافق مستويات الطاقة مع متوسط المسافة لبعد كلّ إلكترون من قوّة جذب النّواة.

مستوى الطاقة هو مجموعة من الأفلاك التي لديها تقريبًا طاقة متقاربة.



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

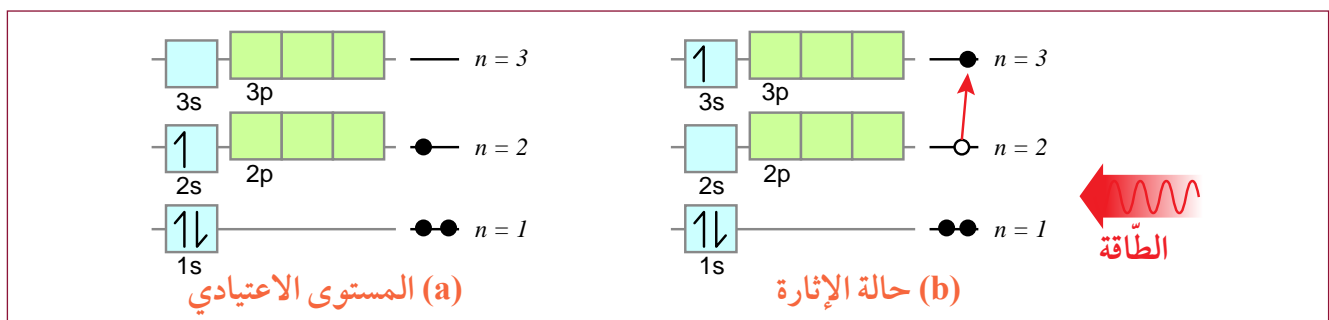
الدلالة على مستويات الطاقة



الشكل 11-1 طيف عنصر الليثيوم.

عندما يسخن العنصر النقي، يبعث ضوءاً ذا ألوان منفصلة ومحددة، ويُعرف هذا النمط من الألوان **بالطيف Spectrum** كما يبين الشكل 11-1.

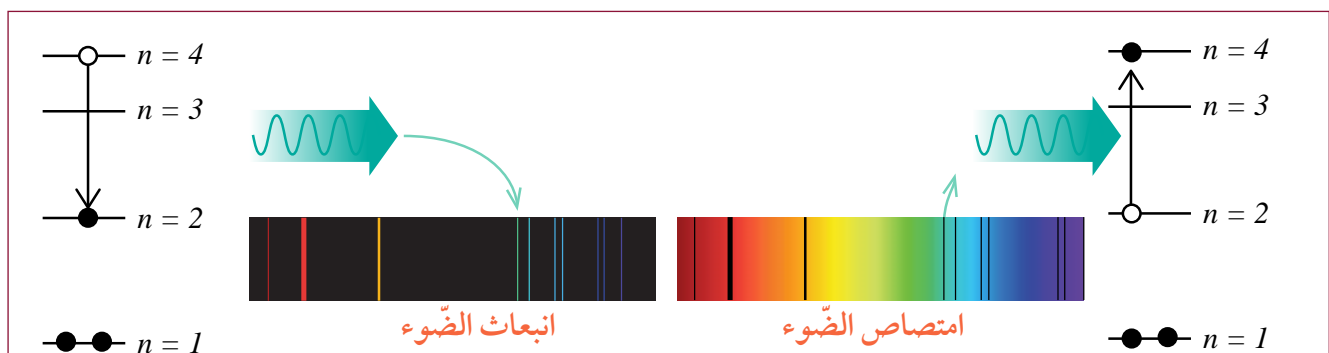
يتكوّن الطيف نتيجة مستويات الطاقة المختلفة في الذرة. توجد الذرة في **المستوى الاعتيادي** **Ground state** عندما تكون الإلكترونات في الأفلاك الأدنى طاقة المحتملة. أيّ أدنى توزيع طاقة للذرة. فعلى سبيل المثال، تحتوي ذرة الليثيوم في المستوى الاعتيادي على إلكترونين اثنين في الفلك 1s وإلكترون واحد في الفلك 2s كما يبين الشكل 12-1a.



الشكل 12-1 المستوى الاعتيادي وحالة الإثارة لذرة الليثيوم.

يمكن أن تتغير طاقة الذرات عن طريق إعادة ترتيب الإلكترونات بين مستويات الطاقة. وقد يحدث ذلك من خلال امتصاص الضوء أو انبعائه أو باستخدام الكهرباء، أو من خلال التصادم مع ذرات أخرى. وتكون الذرة في **حالة الإثارة Excited state** عندما يتوافر إلكترون أو أكثر في فلك أعلى من المستوى الاعتيادي. كما هو مبين بالشكل 12-1b، إذ تعدّ ذرة الليثيوم في حالة الإثارة، عندما يتوافر إلكترون واحد مثلاً في الفلك 3s. علماً أن الذرة في حالات الإثارة تكون غير مستقرة؛ لذلك تطلق الذرة الطاقة على شكل ضوء للرجوع إلى المستوى الاعتيادي، وبالتالي ترجع إلى حالة الاستقرار.

يعتمد لون الضوء على قيمة الطاقة المنطلقة. فالألوان الطيف تعتمد على الاختلافات في الطاقة بين مستويات الطاقة؛ فعندما ينتقل إلكترونات في ذرة الليثيوم من المستوى الفرعي 4s إلى المستوى الفرعي 2s ينبعث الضوء الأزرق-المخضر. كما يمكن لذرة الليثيوم في المستوى الاعتيادي أن تمتصّ الضوء الأزرق-المخضر لترفع إلكترونات من مستوى الفرعي 2s إلى المستوى الفرعي 4s.



الشكل 13-1 تمتصّ الذرات الضوء وتبعثه من خلال حركة الإلكترونات كما في ذرة الليثيوم.

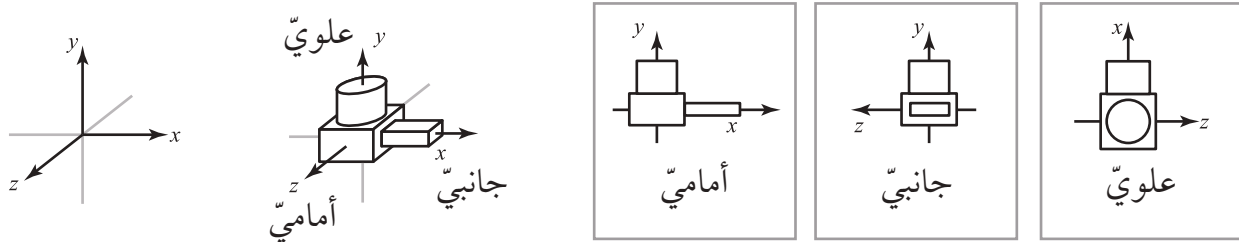


أشكال الأفلاك

1-1

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

تمثّل الأجسام الثلاثيّة الأبعاد من خلال رسم الجسم من الجهة العلويّة والجهة الأماميّة والجهة الجانبيّة. في النظرة الرياضيّة: تُمثّل الجهة الأماميّة على المحور z . أمّا الجهة العلويّة فتُمثّل على المحور y والجهة الجانبيّة على المحور x .



1. تحديد موقع مشاهدة 3D الأفلاك الذريّة على الإنترنت. هناك العديد منها.

2. استخدم 3D مشاهدة لاستكشاف أشكال الأفلاك.

3. خطّط الجهة العلويّة والأماميّة والجانبيّة لكلّ فلك. ارسم بطريقة 3D إذا أمكن.

فلك أو مستوى فرعي				
	الجهة الأماميّة	الجهة الجانبيّة	الجهة العلويّة	
فلك أو مستوى فرعي				
	الجهة الأماميّة	الجهة الجانبيّة	الجهة العلويّة	
فلك أو مستوى فرعي				
	الجهة الأماميّة	الجهة الجانبيّة	الجهة العلويّة	

تقويم الدرس 1-1

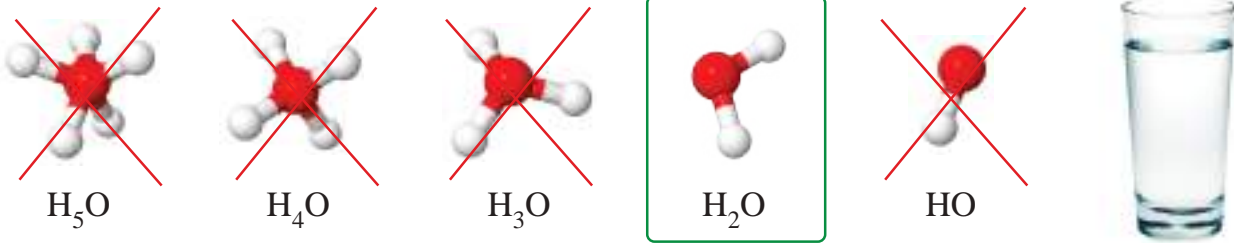
1. قارن بين الأنواع الثلاثة للجسيمات المكوّنة للذرة، من حيث موقعها في الذرة وكتلتها وشحنتها.
2. ما العدد الذي يحدد هوية العنصر؟
3. ما عدد إلكترونات ذرة الصوديوم المتعادلة الشحنة الكهربائية، علمًا أن نواتها تحتوي على 11 بروتونًا؟
4. أذكر أعداد الكم الأربعة، وحدد المعلومات التي تقدّمها هذه الأعداد حول الأفلاك الذرية.
5. حدّد العدد الإجمالي للإلكترونات الذي يمكن أن يتسع لها كل نوع من المستويات الفرعية الآتية:
 - a. يتسع المستوى الفرعي s لـ _____ من الإلكترونات.
 - b. يتسع المستوى الفرعي p لـ _____ من إلكترونات.
 - c. يتسع المستوى الفرعي d لـ _____ من إلكترونات.
 - d. يتسع المستوى الفرعي f لـ _____ من إلكترونات.
6. بالإشارة إلى المستوى الاعتيادي وحالة الإثارة للإلكترون:
 - a. ما الفرق بينهما؟
 - b. أيّهما الأبعد من النواة؟
 - c. أيّهما لديه الطاقة الأعلى؟
7. في مقطع الجدول الدوري أدناه، أيّ من هذه العناصر لديها إلكترون واحد في الفلك s؟

1 H هيدروجين	3 Li ليثيوم	5 B بورون	7 N نيتروجين	8 O أكسجين	9 F فلور	12 Mg ماغنسيوم	19 K بوتاسيوم
--------------------	-------------------	-----------------	--------------------	------------------	----------------	----------------------	---------------------
8. ما العلاقة الرياضية بين عدد الكم الرئيس n وعدد أفلاك مستوى الطاقة الرئيس، وبين عدد الإلكترونات اللازمة لإشباع المستوى الرئيس؟
9. ما عدد الإلكترونات التي يمكنها أن تشغل مستويات الطاقة الرئيسة عندما يكون:
 - a. $n = 1$
 - b. $n = 3$
10. ما الفلك الذي لديه أعداد الكم الأربعة الآتية: $(n, l, m, s) = (2, 1, 1, -\frac{1}{2})$.
11. علّل:
 - a. لا يتنافر إلكترونات الفلك الواحد.
 - b. يتسع المستوى الفرعي d لعشرة إلكترونات فقط.
12. فيما يختلف الإلكترونان الموجودان في المستوى الفرعي $3p_y$ ؟

الدّرس 2-1 التّوزيع الإلكترونيّ

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

الماء، هذا المركّب الكيميائيّ الأكثر أهميّة في الحياة صيغته الكيميائيّة H_2O وليس H_3O أو H_3O_5 . لماذا؟ هل يرجع ذلك إلى ذرات الأكسجين والهيدروجين التي تترايط بنسب محدّدة، وهي ذرتا هيدروجين مقابل ذرة أكسجين واحدة؟



الجواب عن هذا السؤال يكمن في كيفيّة ترتيب الإلكترونات في كلّ من ذرات الهيدروجين والأكسجين. حيث تحدّد الإلكترونات، تقريباً، السلوك الكيميائيّ للمادّة. إذ إنّ الرّوابط الكيميائيّة التي 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 الذّرة. وبمجرّد معرفتك هذه اللغة، يمكنك توقّع العنصر الذي يمكن أن يرتبط مع العنصر الآخر، وتحديد نسبتهم. التّوزيع الإلكترونيّ يتوقّع أن يتحد الأكسجين والهيدروجين على شكل H_2O ، وأن يتحد النّيتروجين والهيدروجين على شكل NH_3 .

المفردات



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

مخرجات التّعلّم

C1101.3 يكتب التّوزيع الإلكترونيّ

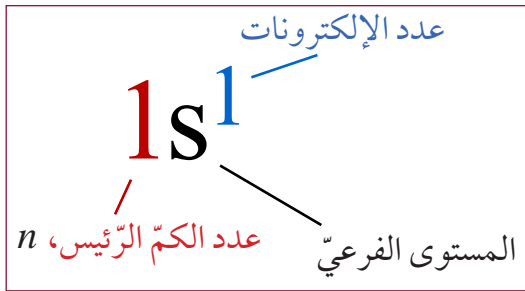
للذّرات والأيونات باستخدام عدد البروتونات (والشّحنة) وبالاتماد على صيغة s,p,d,f ويطبّق قواعد التّوزيع الإلكترونيّ.

التوزيع الإلكتروني

قدّمت نظرية الكم وصفاً متطوراً للذرة مقارنة بنموذج بور، لأنّها وضعت وصفاً لتوزيع الإلكترونات في الذرات. والتوزيع الإلكتروني **Electron configuration** هو طريقة متكاملة تشرح كيفية توزيع الإلكترونات في مستويات الطاقة الفرعية s، p، d، f. فعلى سبيل المثال، التوزيع الإلكتروني لعنصر الهيدروجين هو $1s^1$ ؛ حيث يمثل الرقم الأول 1 عدد الكم الرئيس، n. أما الحرف s فيحدّد نوع المستوى الفرعي، وبالتالي الرقم العلوي 1 يحدّد عدد الإلكترونات الموجودة في الفلك 1s كما يبيّن الشكل 1-14. ويتم التوزيع الإلكتروني وفقاً لما يلي:

- 1. مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي: Aufbau principle:** يحتلّ الإلكترون المستوى الفرعي ذا الطاقة الأدنى الذي يستطيع أن يشغله. لذلك، تتوزّع الإلكترونات على مستويات الطاقة الرئيسة، والمستويات الفرعية بحسب ترتيبها التصاعدي من حيث الطاقة.
- 2. مبدأ باولي للاستبعاد Pauli exclusion principle:** لا يوجد إلكترونان في الذرة نفسها، يكون لهما قيم أعداد الكم الأربعة نفسها.
- 3. قاعدة هوند Hund's rule:** تمتلئ الأفلاك الفرعية (p_x, p_y, p_z) بالإلكترونات بشكل فرديّ قبل أن تمتلئ بصورة مزدوجة، وبذلك تجعل التنافر بين الإلكترونات في حده الأدنى، فيتخذ ترتيب الإلكترونات الطاقة الأدنى.

مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي



الشكل 1-14 كيفية قراءة التوزيع الإلكتروني.

تحتوي ذرات العناصر المختلفة على أعداد مختلفة من الإلكترونات، ولكلّ ذرة عنصر تركيب إلكترونيّ خاصّ بها يختلف عن تركيب باقي العناصر الأخرى. والقاعدة العامة لتوزيع الإلكترونات أنّها تحتلّ المستويات الفرعية بحيث:

1. تنتظم الإلكترونات في الذرة في مستوى له أقلّ طاقة ممكنة.
 2. يطبق مبدأ الاستبعاد بحيث لا يمكن أن تجد إلكترونين للذرة نفسها، لهما أعداد الكم الأربعة نفسها.
- فعلى سبيل المثال، يوجد الإلكترونان الأولان للذرة في مستوى الطاقة الأول 1s، وبالتالي، لا يمكن للإلكترون الثالث أن يوجد في 1s، إذ إنّ طاقته أعلى، لذلك يشغل مستوى الطاقة الثاني 2s، وذلك تبعاً لمبدأ الاستبعاد.

بحسب مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي، تملأ الإلكترونات الأفلاك ذات الطاقة الأدنى ثمّ الأعلى بالطاقة



3s	3p	3s	3p	3s	3p
2s	2p	2s	2p	2s	2p
1s	p_x, p_y, p_z	1s	p_x, p_y, p_z	1s	p_x, p_y, p_z
$1s^1$		$1s^2 2s^1$		$1s^2 2s^2 2p^4$	
الهيدروجين		الليثيوم		الأكسجين	

الشكل 1-15 التوزيع الإلكتروني لكلّ من الهيدروجين، والليثيوم، والأكسجين حسب مبدأ أوفباو وقاعدة هوند.

مبدأ باولي للاستبعاد والجدول الدوري

القاعدة الأساس لميكانيكا الكم هي أنه لا يوجد إلكترونان في الذرة نفسها، يكون لهما قيم أعداد الكم الأربعة نفسها وتعرف هذه القاعدة باسم **مبدأ باولي للاستبعاد**. وذلك تكريمًا للفيزيائي فولفغانغ باولي الذي وضع هذا المبدأ عام 1925. يبين الجدول 1-5 أعداد الكم وعدد الأفلاك والإلكترونات في كل مستوى طاقة.

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

الجدول 1-5 أعداد الكم وعدد الأفلاك والإلكترونات في كل مستوى طاقة.

حيث يمكن أن نستنتج من خلال الجدول 1-3 صفحة (9) أن للفلك (s) في المستوى الرئيس الأول مجموعتين مختلفتين من أعداد الكم (n, l, m, s)، هما: $(1, 0, 0, +\frac{1}{2})$ و $(1, 0, 0, -\frac{1}{2})$. لذلك يحمل الفلك (s) إلكترونين اثنين، أمّا أفلاك (p) فلهيها ست مجموعات من أعداد الكم، لذلك من الممكن أن نجد ستة إلكترونات في أفلاك (p). كذلك نجد أن الفلك (d) يستطيع أن يحتوي على عشرة إلكترونات.

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

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

يبين عدد الإلكترونات في كل مستوى طاقة ترتيب العناصر من كل دورة في الجدول الدوري كما هو مبين في الشكل (a10-1) حيث يمثل مستوى الطاقة الأول (H، He) الدورة الأولى من الجدول الدوري الذي يحمل إلكترونين اثنين كحد أقصى في الفلك 1s، ويمثل مستوى الطاقة الثاني (Li-Ne) الدورة الثانية من الجدول الدوري مع كل من المستويين الفرعيين s و p اللذين يحملان مجتمعين ثمانية إلكترونات.

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

الأعلى مستوى الطاقة

الأدنى

مستوى الطاقة الثالث 8 إلكترونات

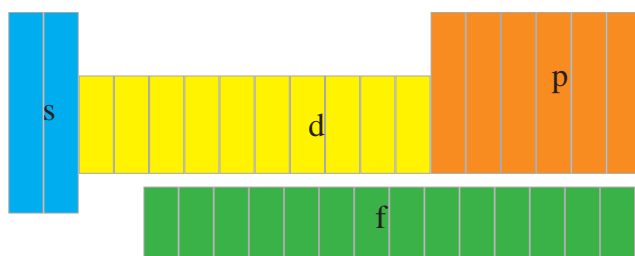
مستوى الطاقة الثاني 8 إلكترونات

مستوى الطاقة الأول إلكترونات

أفلاك s أفلاك d أفلاك p

الشكل a10-1 الجدول الدوري ومستويات الطاقة.

الشكل b10-1
فئات الجدول
الدوري.



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

قاعدة هوند

الأفلاك (p) الثلاثة (p_x, p_y, p_z) لها الطاقة ذاتها ، وذلك لوجودها على مسافة متساوية من النواة. وللتقليل من تنافر إلكتروناتها، تمتلئ الأفلاك الفرعية (p_x, p_y, p_z) بالإلكترونات بشكل فردي قبل أن تمتلئ بصورة مزدوجة، وبذلك تجعل التنافر بين الإلكترونات في حده الأدنى، فيتخذ ترتيب الإلكترونات الطاقة الأدنى. وهذا ما يسمى **بقاعدة هوند Hund's rule** نسبة إلى العالم فريدريك هوند الذي اكتشف ذلك عام 1925. يبين الجدول 6-1 كيفية تطبيق قاعدة هوند على التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر: البورون والكربون والنيتروجين والأكسجين. لاحظ التوزيع الإلكتروني لذرة عنصر النيتروجين، حيث تجد أن كل فلك من أفلاك p يحتوي على إلكترون واحد، بدلاً من وجود إلكترونين اثنين في الفلك p_x .

قاعدة هوند: لا يحدث ازدواج بين إلكترونين في مستوى فرعي إلا بعد أن تشغل أفلاك هذا المستوى بشكل فردي أولاً.



التوزيع الإلكتروني	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z
البورون	1s ²	2s ²	2p ¹		
الكربون	1s ²	2s ²	2p ²		
النيتروجين	1s ²	2s ²	2p ³		
الأكسجين	1s ²	2s ²	2p ⁴		

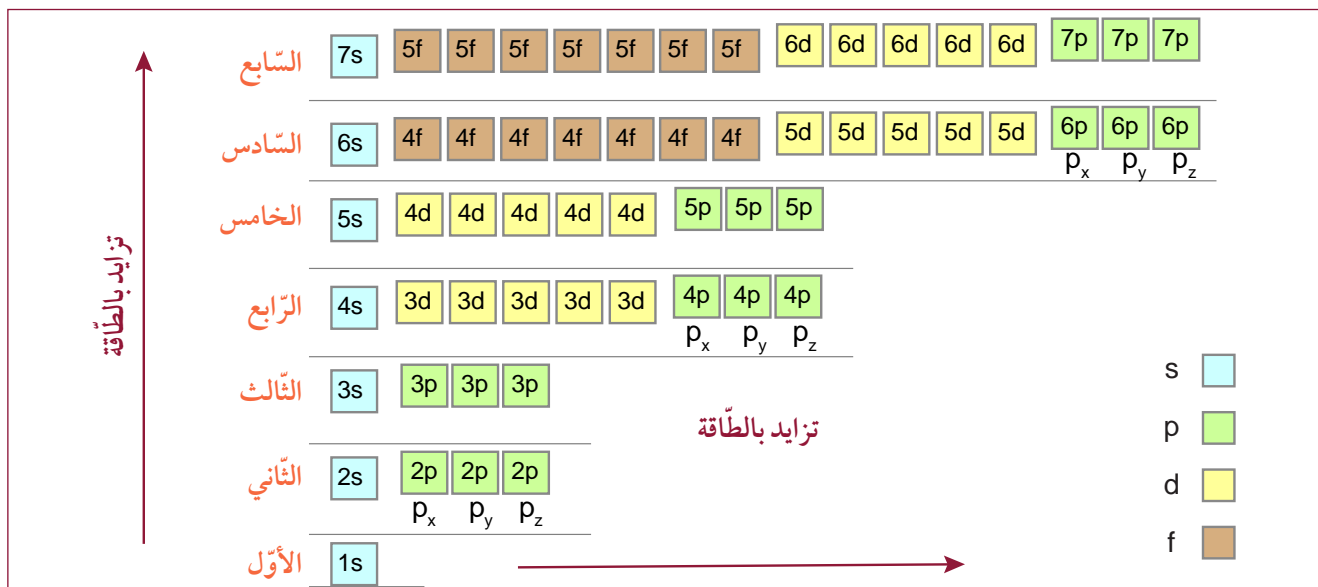
الجدول 6-1 التوزيع الإلكتروني بحسب قاعدة هوند.

لقاعدة هوند أهمية كبرى في الترابط الكيميائي، إذ إن الإلكترونات غير المزدوجة فقط تكون روابط كيميائية؛ لذلك نجد أن عنصر النيتروجين، يكون ثلاث روابط كيميائية، لوجود ثلاثة إلكترونات غير مزدوجة في أفلاك (p). أما الأكسجين فيكون رابطتين كيميائيتين؛ وذلك لوجود إلكترونين اثنين غير مزدوجين في الأفلاك (p_z, p_y).

يحدّد، بأكثر الحالات، عدد الإلكترونات غير المزدوجة، عدد الروابط الكيميائية التي يمكن أن يكونها عنصر ما.

كيفية كتابة التوزيع الإلكتروني

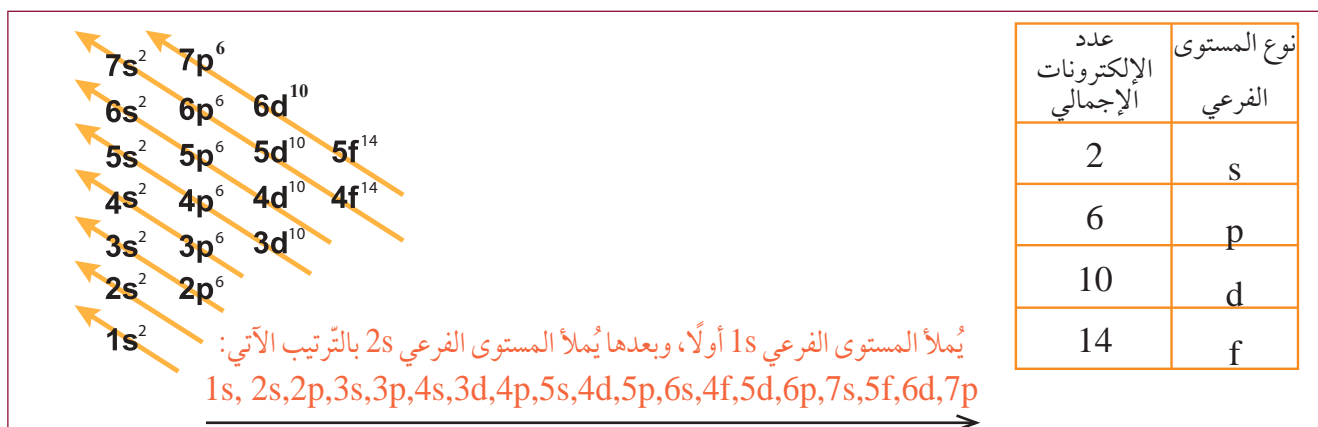
لكتابة التوزيع الإلكتروني لذرة ما، يجب أن نعرف كيفية ترتيب الأفلاك في مستويات الطاقة الرئيسية. لكن الأمر ليس بهذه السهولة لوجود تداخل بين مستويات الطاقة الفرعية. يبين الشكل 1-16 مستويات الطاقة السبعة، والأفلاك الموجودة داخل كل منها.



يُتّضح من الشكل 1-16 تزايد طاقة المستوى الفرعيّ بزيادة عدد الكمّ الرئيس له. فالمستوى الأدنى للطاقة هو 1s وعند كتابة التوزيع الإلكتروني تملأ الأفلاك بحسب طاقتها، فالفلك الأقل طاقة يملأ أولاً. يبين الشكل 1-17 طريقة ترتيب ملء الإلكترونات في المستويات الفرعية. لاستخدام المخطط عليك البدء بالفلك 1s، ثم اتبع الأسهم من أسفل إلى أعلى، ومن يمين السهم إلى اليسار. فمثلاً:

1. 1s ثم 2s ثم 2p ثم 3s

2. 5s ثم 4d ثم 5p ثم 6s



الشكل 1-17 طريقة ترتيب الإلكترونات في مستويات الطاقة، وعدد الإلكترونات الإجمالي لكل مستوى فرعيّ.

يعدّ الشكل 1-17 الطريقة الأسهل لكتابة التوزيع الإلكتروني للعناصر؛ وذلك باتّباع ترتيب ملء الأفلاك حتّى يكتمل عدد إلكترونات العنصر، بحيث تكون جميع مستويات الطاقة الداخلية ممتلئة كلياً، أمّا مستوى الطاقة الخارجي فيمكن أن يكون غير ممتلئ كلياً.

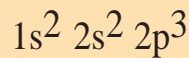


السؤال: اكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر النيتروجين ${}^7\text{N}$.

الحل: لعنصر النيتروجين 7 إلكترونات.

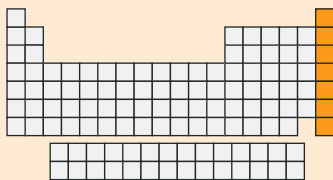
1. استخدم المخطط في الشكل 1-17 لمعرفة ترتيب ملء المستويات الفرعية، وتحديد سعة كل مستوى فرعي.
2. ابدأ بملء المستويات الفرعية من الأدنى طاقة إلى أعلى، على أن تملأ كل مستوى فرعي كلياً قبل الانتقال إلى المستوى الفرعي الذي يليه حتى تصل إلى ملء 7 إلكترونات.

الجواب



الغازات النبيلة (الخاملة)

سؤال للمناقشة



لِمَ لا تكون الغازات
النبيلة روابط كيميائية
كما تفعل العناصر
الكيميائية الأخرى؟

العناصر الأربعة الأولى من الغازات النبيلة على التوالي هي: الهيليوم (He)، النيون (Ne)، الأرجون (Ar)، الكريبتون (Kr). هذه العناصر لا ترتبط كيميائياً بأي من عناصر الجدول الدوري الأخرى (مع بعض الاستثناءات النادرة).

السبب الذي يوضح عدم قدرة الغازات النبيلة على تكوين روابط كيميائية، يجعلنا نفهم لماذا تستطيع العناصر الأخرى تكوين روابط. أنظر إلى مستويات الطاقة لكل من العناصر: الهيليوم، والنيون، والأرجون، والكريبتون المبينة بالشكل 1-18. ما هو القاسم المشترك بينها؟

$1s \uparrow$ $2s$ $2p$ p_x p_y p_z ${}^2\text{He}: 1s^2$ هيليوم	$1s \uparrow$ $2s$ $2p$ p_x p_y p_z ${}^{10}\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6$ نيون	$1s \uparrow$ $2s$ $2p$ p_x p_y p_z $3s$ $3p$ $3d$ ${}^{18}\text{Ar}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ أرجون	$1s \uparrow$ $2s$ $2p$ p_x p_y p_z $3s$ $3p$ $3d$ $4s$ $4p$ ${}^{36}\text{Kr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ كريبتون
--	---	--	--

الشكل 1-18 مستويات الطاقة لكل من الغازات النبيلة الأربعة الأولى.

أنظر إلى الأفلاك التي تمثل أعلى عدد كم رئيس. للهيليوم الفلك (s) فقط، ولكن هذا الفلك (s) ممتلئ كلياً. أما النيون والأرجون والكريبتون، فجميعها لديها مستوى الطاقة الأعلى ممتلئ كلياً. (الشكل 19-1).

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

الشكل 19-1 التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة.

العناصر التي لديها مستويات طاقة ممتلئة كلياً، يكون لها أدنى طاقة كامنة لذلك لا تكون روابط كيميائية.



الذرة التي لديها مستويات طاقة ممتلئة تمتاز بطاقة كامنة في حدها الأدنى بسبب الاستقرار الخاص بترتيبها الإلكتروني، لذلك لا يمكنها إنقاص طاقتها لتكون رابطة كيميائية. لجميع ذرات الغازات النبيلة مستويات طاقة ممتلئة كلياً؛ ولهذا، فإن هذه العناصر لا تكون روابط بسهولة.

مثال 2

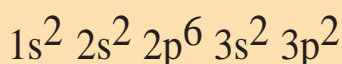
السؤال: اكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر السيليكون $_{14}\text{Si}$ بدلالة الغاز النبيل.

الحل: لعنصر السيليكون 14 إلكترونًا.

1. استخدم المخطط في الشكل 17-1 لمعرفة ترتيب ملء المستويات الفرعية، وتحديد سعة كل مستوى فرعي.
2. ابدأ بملء المستويات الفرعية من الأدنى طاقة إلى الأعلى طاقة، على أن تملأ كل مستوى فرعي كلياً قبل الانتقال إلى المستوى الفرعي الذي يليه حتى تصل إلى ملء 12 إلكترونًا؛ وذلك للسبب الآتي: إذا امتلأ المستوى الفرعي $3p$ ، يصبح عدد الإلكترونات أكثر من 14 إلكترونًا.
3. ضع الإلكترونين الآخرين المتبقين في المستوى الفرعي $3p$.

السيليكون 14 إلكترونًا ← 12 إلكترونًا وإلكترونان اثنان في المستوى الفرعي $3p$

الجواب

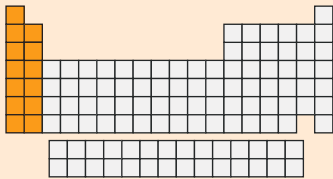


وبما أن المستويات الفرعية $1s^2 2s^2 2p^6$ تمثل التوزيع الإلكتروني لعنصر النيون فإن توزيع السيليكون يصبح $[\text{Ne}]3s^2 3p^2$

فلزات المجموعة 1 و المجموعة 2

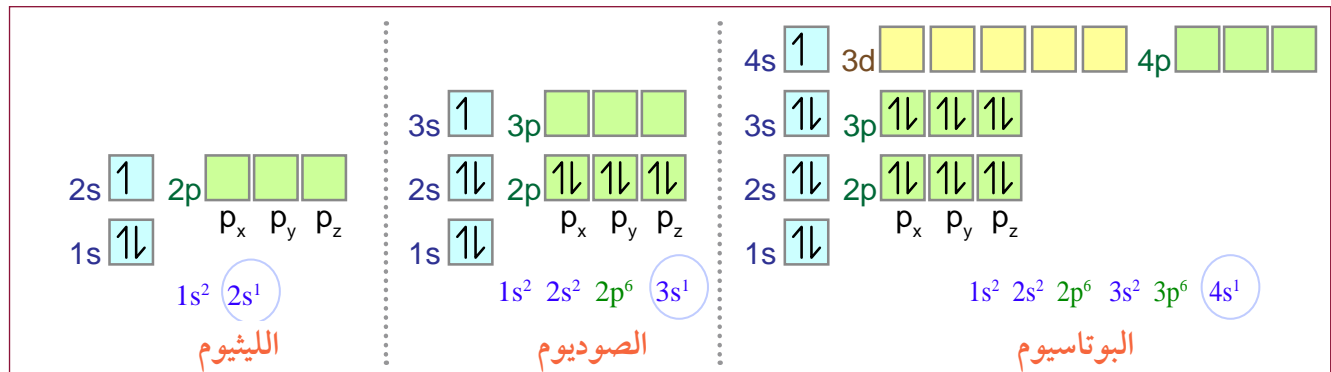
سؤال للمناقشة

لِمَ يَكُونُ الصُّوديوم رابطة كيميائية واحدة بينما يَكُونُ البيريليوم رابطتين كيميائيتين؟



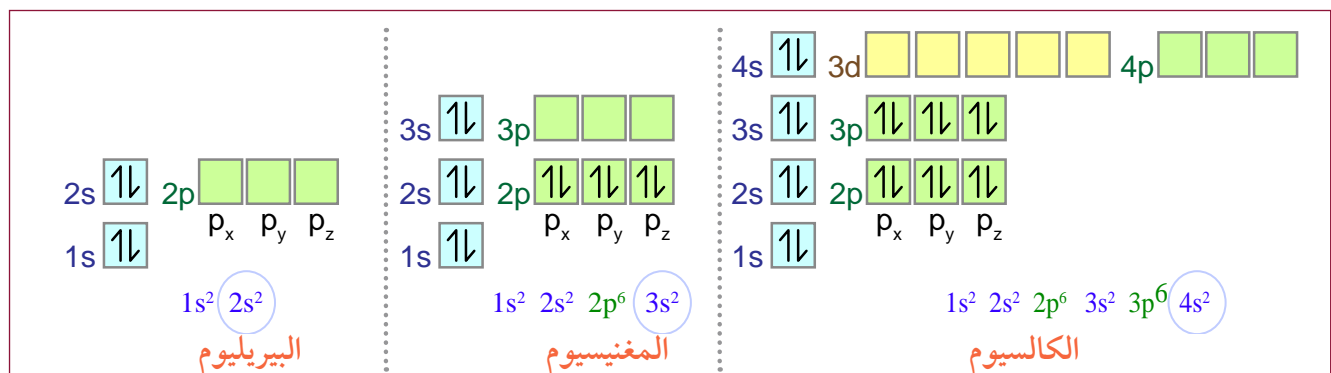
الفلزات القلوية (عناصر المجموعة 1) والفلزات القلوية الأرضية (عناصر المجموعة 2) تفقد الإلكترونات بسهولة. فذرة الصوديوم تكون أيوناً موجباً (Na^+)، عندما تفقد الإلكترون الوحيد لديها في مستوى الطاقة الأعلى. كذلك أيضاً يتكون أيون الليثيوم الموجب الشحنة (Li^+) وأيون البوتاسيوم الموجب الشحنة (K^+). أما ذرة البيريليوم فلديها قدرة على فقدان إلكترونين اثنين لتكون الأيون الموجب الشحنة (Be^{2+}). هذه الخصائص تأتي مباشرة من ترتيب الإلكترونات لكل ذرة.

يظهر الشكل 20-1 أن الإلكترون الثالث لذرة عنصر الليثيوم ($2s^1$) يوجد بمفرده في مستوى الطاقة الثاني. أما ذرة عنصر الصوديوم، فيوجد فيها الإلكترون الحادي عشر ($3s^1$) بمفرده في مستوى الطاقة الثالث. في حين أن لذرة عنصر البوتاسيوم إلكترون واحدًا ($4s^1$) في مستوى الطاقة الرابع. تفقد ذرات هذه العناصر إلكترونًا واحدًا ليصبح لديها توزيع إلكتروني مستقرّ شبيه بالتوزيع الإلكتروني لذرات الغازات النبيلة. لهذا يكون كل من الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم روابط كيميائية من خلال انتقال إلكترون واحد.



الشكل 20-1 للفلزات القلوية كلها إلكترون واحد في المستوى الفرعي (s).

تعدّ عناصر البيريليوم (Be) والمغنيسيوم (Mg)، والكالسيوم (Ca)، من أكثر الفلزّات القلوية الأرضية شيوعاً (المجموعة 2). تميل هذه العناصر إلى فقدان الإلكترونات بسهولة؛ ولكنها تفقد إلكترونين بدلاً من واحد لتكون أيوناتها الموجبة Be^{2+} ، Mg^{2+} و Ca^{2+} . هل يمكنك توقع ذلك من التوزيع الإلكتروني في الشكل 21-1؟

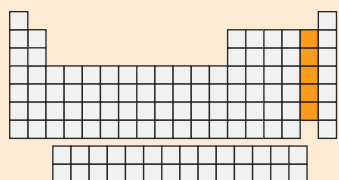


الشكل 21-1 للفلزّات القلوية الأرضية غير المرتبطة إلكترونان اثنان في المستوى الفرعي (s).

الهالوجينات

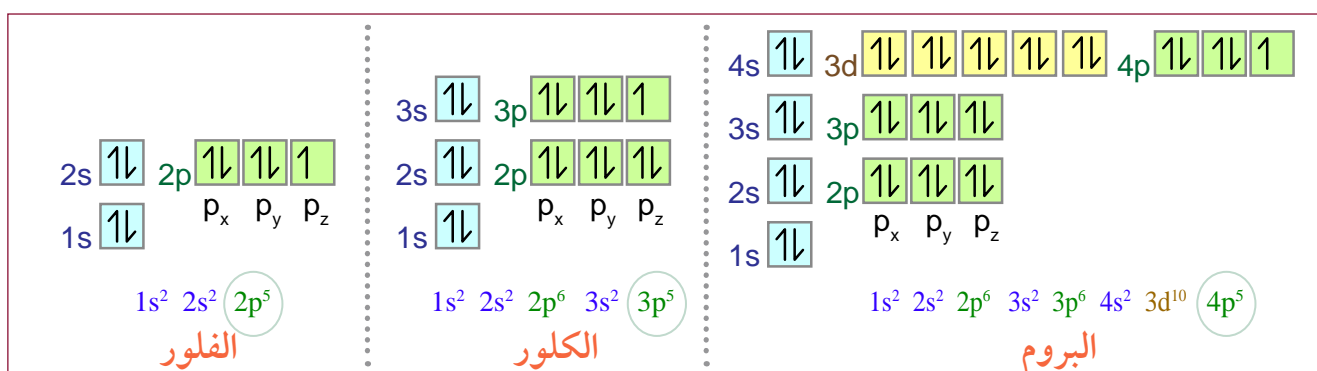
سؤال للمناقشة

لماذا تكون الهالوجينات
رابطة كيميائية واحدة
فقط؟



الهالوجينات (عناصر المجموعة 17) تتضمن الفلور (F)، والكلور (Cl)، والبروم (Br) واليود (I). هذه العناصر شديدة التفاعل، وتقع في المجموعة التي تسبق مجموعة الغازات النبيلة في الجدول الدوري. على عكس الفلزات، تميل الهالوجينات إلى اكتساب الإلكترونات بدلاً من فقدانها. لذلك يكون الفلور الأيون السالب (F^-)، ويكون الكلور الأيون السالب (Cl^-)، ويكون البروم الأيون السالب (Br^-)، ويكون اليود الأيون السالب (I^-).

يبين الشكل 22-1 التوزيع الإلكتروني لثلاثة من عناصر الهالوجينات الواردة مسبقاً. هل يمكنك أن تتوقع سبب ميل هذه العناصر إلى اكتساب إلكترون واحد؟



الشكل 22-1 التوزيع الإلكتروني للهالوجينات الثلاثة الأولى Br، و Cl و F.

لدى اكتساب الهالوجينات إلكترونًا واحدًا إلكترون واحد، تحقق أدنى مستوى طاقة، وذلك بحصولها على توزيع إلكتروني مستقر (أعلى مستوى طاقة ممتلئ كليًا بالإلكترونات). حيث يحقق جذب إلكترون طاقة أفضل للذرات؛ مما يفسر النشاطية الشديدة للهالوجينات، وعدم وجودها كعناصر نقيّة في الطبيعة. حيث تكون الهالوجينات مركّبات أيونية بسهولة، من خلال كسب إلكترون واحد من عنصر آخر.

الذرات ذات مستويات طاقة غير مكتملة، تكون روابط كيميائية، وتحصل بذلك على مستويات طاقة ممتلئة بالكامل، وبالتالي تصبح أكثر استقرارًا كيميائيًا.



يُفسر التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة، والفلزات القلوية، والهالوجينات، وسواها من مجموعات العناصر في الجدول الدوري، كيفية حدوث الترابط الكيميائي بين العناصر؛ إذ تكون الذرات الروابط الكيميائية من خلال مشاركة الإلكترونات أو فقدانها أو اكتسابها، للوصول إلى مستويات طاقة ممتلئة كليًا.

التوزيع الإلكتروني للأيونات

سؤال للمناقشة

كيف تكتب التوزيع الإلكتروني للأيونات؟

تتكوّن الأيونات نتيجة اكتساب الذرات للإلكترونات، أو فقدانها لها، لذلك يختلف عدد إلكتروناتها عن عدد بروتوناتها. لأيون الصوديوم، على سبيل المثال، شحنة (+1)؛ ممّا يعني أنّ ذرة الصوديوم قد فقدت إلكترونًا واحدًا، وبذلك يقل عدد الإلكترونات في أيون الصوديوم عن عدد البروتونات بواحد. أمّا أيون الفلوريد فشحنته (-1)؛ أيّ أنّه قد اكتسب إلكترونًا، وبذلك يزداد عدد الإلكترونات في أيون الفلوريد عن عدد البروتونات بواحد.

لذرة الصوديوم (11) إلكترونًا. أمّا أيون الصوديوم فله (10) إلكترونات؛ لذلك يحدّد التوزيع الإلكتروني لهذا الأيون بـ (10) إلكترونات. يظهر الشكل 23-1 أنّ التوزيع الإلكتروني لـ Na^+ هو: $1s^2 2s^2 2p^6$.

لذرة الفلور (9) إلكترونات. في حين أنّ لأيون الفلوريد (10) إلكترونات؛ لذلك يحدّد التوزيع الإلكتروني لهذا الأيون بـ 10 إلكترونات. يظهر الشكل 23-1 أنّ التوزيع الإلكتروني لـ F^- هو: $1s^2 2s^2 2p^6$.

<p>3s 1 3p</p> <p>2s 1 2p 1 1 1</p> <p>1s 1</p> <p>$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$</p> <p>ذرة الصوديوم Na</p> <p>2 + 2 + 6 + 1</p> <p>11 إلكترونات =</p>	<p>3s 1 3p</p> <p>2s 1 2p 1 1 1</p> <p>1s 1</p> <p>$1s^2 2s^2 2p^6$</p> <p>الإلكترون الذي خسره الذرة</p> <p>أيون الصوديوم Na^+</p> <p>2 + 2 + 6</p> <p>10 إلكترونات =</p>	<p>2s 1 2p 1 1 1</p> <p>1s 1</p> <p>$1s^2 2s^2 2p^5$</p> <p>ذرة الفلور F</p> <p>2 + 2 + 5</p> <p>9 إلكترونات =</p>	<p>2s 1 2p 1 1 1</p> <p>1s 1</p> <p>$1s^2 2s^2 2p^6$</p> <p>الإلكترون الذي اكتسبته الذرة</p> <p>أيون الفلوريد F^-</p> <p>2 + 2 + 6</p> <p>10 إلكترونات =</p>
---	--	---	---

الشكل 23-1 التوزيع الإلكتروني لكل من أيون الصوديوم Na^+ وأيون الفلوريد F^- .

التوزيع الإلكتروني للأيون هو التوزيع الإلكتروني لذرة عنصر لديها عدد إلكترونات ذلك الأيون.



لكل من أيون الصوديوم Na^+ ، وأيون الفلوريد F^- التوزيع الإلكتروني المماثل للتوزيع الإلكتروني لذرة النيون التي لديها 10 إلكترونات. فالتوزيع الإلكتروني للأيون يكون مماثلًا للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل. وهذا يعود إلى أنّ الذرات تفقد الإلكترونات، أو تكتسبها لتصل إلى التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل الأدنى بالطاقة. أيون Na^+ ، وأيون F^- ، وذرة Ne جميعها متساوية في عدد الإلكترونات **Isoelectric** أي إنّ لديها التوزيع الإلكتروني نفسه.

الفلزات الانتقالية (السلسلة الانتقالية الأولى)

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

21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
$[\text{Ar}]3d^14s^2$	$[\text{Ar}]3d^24s^2$	$[\text{Ar}]3d^34s^2$	$[\text{Ar}]3d^54s^1$	$[\text{Ar}]3d^54s^2$	$[\text{Ar}]3d^64s^2$	$[\text{Ar}]3d^74s^2$	$[\text{Ar}]3d^84s^2$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$

التداخل بين المستويين الفرعيين s و d

الشكل 1-24 التوزيع الإلكتروني لفلزات السلسلة الانتقالية الأولى. لاحظ التداخل بين المستويين الفرعيين s و d.

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

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



مثال 3

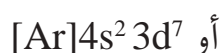


المسألة: ما التوزيع الإلكتروني لعنصر الكوبلت ^{27}Co ؟ أكتبه بدلالة الغاز النبيل.

الحل: لعنصر الكوبلت 27 إلكترونًا.

استخدم المخطط في الشكل 1-17، الصفحة 18 لمعرفة ترتيب ملء المستويات الفرعية، وتحديد سعة كل مستوى فرعي.

يكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر الكوبلت كالآتي:



إلكترونات التكافؤ

الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة في ذرة عنصر ما تسمى **إلكترونات التكافؤ** **Valence electrons**، وهي تعدّ الأبعد عن نواة الذرة. فالكربون ($1s^2 2s^2 2p^2$)، مثلاً، له أربعة إلكترونات تكافؤ. فالمستوى الأعلى للطاقة هو 2، وفي هذا المستوى إلكترونان اثنان في المستوى الفرعي (s)، وإلكترونان اثنان في المستوى الفرعي (p).

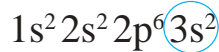
لا تشمل إلكترونات التكافؤ، الإلكترونات المتوافرة في مستويات الطاقة الممتلئة كلياً والتي تقع تحت مستوى الطاقة الخارجي، علماً أنّ جميع الإلكترونات في المستويات الداخلية مرتبطة بنواة الذرة ارتباطاً شديداً، ممّا يجعلها لا تسهم في تكوين روابط كيميائية. مثال على ذلك، لا يمكن أن يُعدّ الإلكترونان في مستوى الطاقة الأول في ذرة عنصر الكربون ($1s$) إلكترونين تكافؤ، وبالتالي، فهما لا يتشاركان في الروابط الكيميائية التي يمكن أن يشكلها عنصر الكربون.

قواعد تحديد عدد إلكترونات التكافؤ

(1) إبدأ بكتابة التوزيع الإلكتروني للذرة على مستوى الطاقة الاعتيادي.



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



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



إلكترونات التكافؤ هي الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة ممتلئ بالكامل أو جزئياً



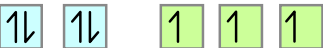


يتزايد عدد إلكترونات التكافؤ عندما نتجه من يسار الجدول الدوريّ إلى يمينه (الشكل 1-25). فالفلزات القلوية (عناصر المجموعة 1) لها إلكترون تكافؤ واحد. أمّا الهالوجينات (عناصر المجموعة 17) فلها سبعة إلكترونات تكافؤ، في حين أن للغازات النبيلة (المجموعة 18) ثمانية إلكترونات تكافؤ باستثناء الهيليوم.

1	2	إلكترونات التكافؤ	3	4	5	6	7	8
1 H الهيدروجين								2 He الهيليوم
3 Li الليثيوم	4 Be البريليوم		5 B البورون	6 C الكربون	7 N النيتروجين	8 O الأكسجين	9 F الفلور	10 Ne النيون
11 Na الصوديوم	12 Mg المغنيسيوم		13 Al الألومنيوم	14 Si السيليكون	15 P الفوسفور	16 S الكبريت	17 Cl الكلور	18 Ar الأرجون

الشكل 1-25 إلكترونات التكافؤ تختلف عبر الجدول الدوريّ.

تعريف التكافؤ

التكافؤ Valency هو عدد الإلكترونات التي يمكن أن تكتسب، أو تفقد، أو تشارك لتكوين الروابط الكيميائية. إذ يظهر الجدول 7-1 أن لعنصر النيتروجين خمسة إلكترونات تكافؤ، ولكنه يستطيع تكوين ثلاثة روابط كيميائية، وبالتالي، فإن تكافؤ هذا العنصر هو ثلاثة. كذلك عنصر الأكسجين لديه إلكترونان اثنان غير مزدوجين؛ لذلك يكون رابطتين كيميائيتين، وبالتالي، تكافؤ الأكسجين هو اثنان. أما عنصر الفلور لديه إلكترون واحد غير مزدوج، لذلك يكون رابطة كيميائية واحدة، وبالتالي تكافؤ الفلور هو واحد.

التكافؤ	إلكترونات التكافؤ	1s 2s 2p _x 2p _y 2p _z	التوزيع الإلكتروني	
3	5		$1s^2 2s^2 2p^3$	النيتروجين
2	6		$1s^2 2s^2 2p^4$	الأكسجين
1	7		$1s^2 2s^2 2p^5$	الفلور

الجدول 7-1 الكتلونات التكافؤ و التكافؤ لبعض العناصر .

ولكن هناك استثناءات لهذا. فإذا أخذنا عنصر الكربون، فإن تكافؤ هذا العنصر هو أربعة بدلاً من اثنين، وذلك يرجع إلى تداخل يحدث بين المستويين الفرعيين s و p في ذرة عنصر الكربون لوصول الذرة إلى أقل طاقة ممكنة، وبالتالي، تصبح أكثر استقراراً كما يبين الشكل 26-1. أما لعنصر البورون فهناك أيضاً استثناءات؛ لذلك نجد أن تكافؤ هذا العنصر هو ثلاثة. هذه الاستثناءات سوف تُشرح لاحقاً.

1s 2s 2p _x 2p _y 2p _z	البورون	1s 2s 2p _x 2p _y 2p _z	الكربون
			

الشكل 26-1 التداخل بين المستويين الفرعيين s و p في ذرتي العنصرين: الكربون والبورون.

تمثيل لويس النقطي للعناصر

يمكن تمثيل الكترولونات التكافؤ لذرة عنصر ما باستخدام **تمثيل لويس النقطي Lewis dot diagram** إذ تمثل الكترولونات التكافؤ الثمانية الممكنة بثمانية نقاط مرتبة حول رمز العنصر. يُظهر تمثيل لويس النقطي للإلكترونات الخاص بذرة الأكسجين ستة إلكترونات تكافؤ: زوجان كل منهما ممثل بنقطتين، إلكترونان ممثلان بنقطتين مفردتين. بما أن الإلكترونات تتنافر، يُضاف إلكترون مفرد إلى كل جانب من رمز العنصر أولاً، ثم تبدأ إضافة الإلكترونات لتصبح مزدوجة (الشكل 1-27).

تمثيل لويس النقطي لعنصر الأكسجين	إلكترونات التكافؤ							
	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

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

ليس من الضرورة دائماً أن تضع النقطة الأولى إلى يمين الرمز، كما يمكنك إضافة النقاط إما في اتجاه دوران عقارب الساعة أو عكسه. يظهر الشكل 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). أما العناصر ذات الأعداد الذرية من (3) إلى (18) فيمكنها أن تحتوي على ما يصل إلى ثمانية نقاط تمثل إلكترونات التكافؤ الثمانية في الأفلاك s و p. يتكرر هذا النمط للدورتين الثانية والثالثة في الجدول الدوري؛ ذلك أن العناصر ذات العدد الذري من (3) إلى (10) لها أعداد التكافؤ نفسها للعناصر ذات العدد الذري من (11) إلى (18).

أربع روابط محتملة	ثلاث روابط محتملة	رابطان محتملان
الكربون	النيتروجين	الأكسجين

الشكل 1-28 تمثيل لويس النقطي والروابط الكيميائية المحتملة.

تحتوي ذرة الكربون على 4 إلكترونات تكافؤ، وهي تمثل 4 روابط محتملة تستطيع ذرة الكربون تكوينها (الشكل 1-28). وتحتوي ذرة النيتروجين على خمسة إلكترونات تكافؤ؛ مما يفسر وجود زوج إلكترونات واحد، وثلاثة إلكترونات مفردة موجودة لتكوين روابط كيميائية. كما يُظهر تمثيل لويس النقطي لذرة الأكسجين وجود زوجي إلكترونات وإلكترونين مفردين، يمكن لكل من الإلكترونين المفردين تكوين رابطة كيميائية.

تدريبات على إلكترونات التكافؤ

تحدد إلكترونات التكافؤ الخصائص الكيميائية للعنصر. لحل المسائل المتعلقة بإلكترونات التكافؤ اتبع الخطوات الآتية:

- اكتب التوزيع الإلكتروني أولاً، ثم انظر إلى أعلى مستوى طاقة يحتوي على إلكترونات.
- إلكترونات التكافؤ هي الموجودة في أعلى مستوى طاقة مشغول أو ممتلئ.

مثال 4

المسألة: سمّ العنصرين اللذين لديهما أقل كتلة وإلكترونات تكافؤهما تساوي ثلاثة، واكتب التوزيع الإلكتروني لكل منهما.

الحل:

- وجود ثلاث إلكترونات تكافؤ يعني توزيعاً إلكترونياً لأعلى مستوى طاقة مشغول بشكل عام: ns^2np^1 .
- أول مستوى طاقة يحتوي على مستوى فرعي p هو المستوى ذو عدد الكم الرئيس $n = 2$. وبذلك يكون مجموع إلكترونات هذا العنصر هو: $2+2+1 = 5$. العدد الذري لهذا العنصر 5، وبالرجوع إلى الجدول الدوري، نجد أن العنصر ذا العدد الذري 5 هو البورون B.
- التوزيع الإلكتروني لذرة عنصر البورون: $1s^22s^22p^1$.
- ثاني مستوى طاقة يحتوي على مستوى فرعي p هو المستوى ذو عدد الكم الرئيس $n = 3$. وبذلك يكون مجموع إلكترونات هذا العنصر هو $2+8+3 = 13$. العدد الذري لهذا العنصر 13. وبالرجوع إلى الجدول الدوري، نجد أن العنصر ذا العدد الذري 13 هو الألومنيوم: $_{13}\text{Al}$ التوزيع الإلكتروني لذرة عنصر الألومنيوم: $1s^22s^22p^63s^23p^1$.

مثال 5

المسألة: سمّ عنصرين تكافؤ كل منهما يساوي 1، ويقعان في الدورة الثانية من الجدول الدوري.

الحل:

الوسيلة الأسهل للحل هي استخدام تمثيل لويس النقطي لعناصر الصف الثاني من الجدول الدوري.



من تمثيل لويس النقطي نستنتج أن العنصرين اللذين لديهما إلكترون واحد غير مزدوج هما الليثيوم والفلور، وبالتالي تكافؤ كل منهما هو 1.

التوزيع الإلكتروني

2-1

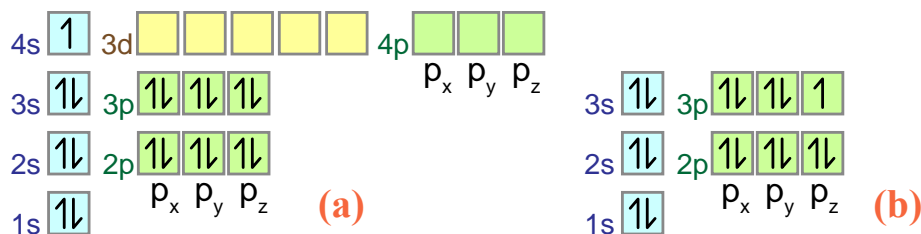
سؤال الاستقصاء	كيف نصف ترتيب الإلكترونات داخل الذرة؟
المواد المطلوبة	لا يوجد

يحتوي الجدول أدناه على تمثيلات متعددة للتوزيع الإلكتروني لعناصر مختلفة. بالرجوع إلى معلوماتك، إملأ الفراغ بالمعلومات الناقصة.

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	مخطط الأفلاك	إلكترونات التكافؤ	التكافؤ	تمثيل لويس النقطي
			$3s \square$ $3p \square \square \square$ $2s \uparrow \downarrow$ $2p \uparrow \uparrow \uparrow$ $1s \uparrow \downarrow$			
		$1s^2 2s^2 2p^4$	$3s \square$ $3p \square \square \square$ $2s \square$ $2p \square \square \square$ $1s \square$			
		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$3s \square$ $3p \square \square \square$ $2s \square$ $2p \square \square \square$ $1s \square$			
Mg			$3s \square$ $3p \square \square \square$ $2s \square$ $2p \square \square \square$ $1s \square$			
			$3s \uparrow$ $3p \square \square \square$ $2s \uparrow \downarrow$ $2p \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$ $1s \uparrow \downarrow$			
Si			$3s \square$ $3p \square \square \square$ $2s \square$ $2p \square \square \square$ $1s \square$			
	18		$3s \square$ $3p \square \square \square$ $2s \square$ $2p \square \square \square$ $1s \square$			

تقويم الدرس 2-1







1. مستعيناً بالجدول الدوريّ، أكتب رموز العناصر التي ينتهي التوزيع الإلكتروني لها بـ p^4 .
2. انظر الى التوزيعات الإلكترونية (a, b) المبينة في المخطط أدناه:



- أكتب رموز هذين العنصرين.
 - أكتب التوزيع الإلكتروني لكل منهما بطريقة أوفباو.
 - حدّد عدد إلكترونات التكافؤ لكل عنصر. استنتج تكافؤ كل منهما.
 - أكتب تمثيل لويس النقطي لكل 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
----------------------	-------------------	-----------------	--------------------	------------------	----------------	-----------------------	----------------------

- أيّ من العناصر الواردة أعلاه ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ $4s^2$ ؟
 - ما عدد إلكترونات تكافؤ عنصر الأكسجين وتكافؤه؟
 - أكتب تمثيل لويس النقطي لعنصر النيتروجين.
4. كتب طالب التوزيع الإلكتروني الآتي: $1s^2 2s^1 2p^6 3s^1 3p^1$. حدّد خطأ الطالب، وكتب التوزيع الإلكتروني الصحيح لهذا العنصر؛ علّل إجابتك.
5. استخدم التوزيع الإلكتروني لتحديد أيّ من العناصر الآتية يختلف كيميائياً عن العناصر الأخرى: الألومنيوم Al، الكالسيوم Ca، المغنيسيوم Mg، الجاليوم Ga. علّل إجابتك.
6. ما عدد الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الثالث لعنصر الفوسفور P؟
7. استخدم تمثيل لويس النقطي للإلكترونات المبينة أدناه، وقائمة العناصر المرفقة لمطابقة العنصر الصحيح مع تمثيل لويس النقطي التابع له:

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

8. ما نصّ قاعدة هوند؟
9. اكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر الفلور F، وعنصر الكبريت S، وللايون Ca^{2+} بحسب قاعدة هوند.

الدّرس 3-1

الرّوابط الكيميائيّة

الرّوابط الكيميائيّة قويّة بشكل غير اعتياديّ على مستوى الذّرات، فلك أن تتخيّل إبعاد شخصين ممسك أحدهما بالآخر بقوة تساوي كتلتهم، إذ تحتاج هذه العمليّة إلى طاقة تساوي 640 J تقريباً. قارن بين هذه القيمة وقيمة الطّاقة التي تلزم لتفكيك ذرّتي أكسجين إحداهما عن الأخرى (590,000,000 J) والموجودة في كتلة مساوية لكتلة جزيء أكسجين O_2 . فتقوّة الرّوابط الكيميائيّة تكون أقوى بمليون مرّة من القوى التي يمكننا صنعها بواسطة العضلات.

تلزم قوّة مقدارها **590,000,000 J**

لفصل ذّرات O_2 ، كتلتها 130 Kg إلى ذّرات أكسجين منفردة.



تلزم قوّة مقدارها **640 J** لإبعاد

شخصين أحدهما عن الآخر، كتلة كلّ منهما 65 Kg، مسافة مقدارها 1m.



هناك مفهوم خاطئ وشائع الاعتقاد فحواء الماء المغليّ المتحوّل إلى بخار يفصل الهيدروجين والأكسجين إلى حالتهم الغازيّة الأولى. هذا ممكن بالتأكيد، لكنّ ذلك يتطلّب طاقة أكبر بكثير من الحرارة اللازمة للغليان. فتحويل جرام واحد من الماء عند $100^\circ C$ إلى بخار يتطلّب طاقة مقدارها 2,230 J، في حين يتطلّب فصل جرام واحد من الماء عند $100^\circ C$ إلى هيدروجين وأكسجين طاقة مقدارها 15,566 J، وهذا يعادل سبعة أضعاف الطاقة اللازمة للغليان. فالماء يغلي عند $100^\circ C$. وللبدء بفصل جزيئات الماء إلى هيدروجين وأكسجين لا بدّ من درجات حرارة أعلى من $2400^\circ C$.

المفردات



Chemical bond	الرّابطة الكيميائيّة
Octet rule	قاعدة الثمانية
Ion	أيون
Ionic bond	الرّابطة الأيونيّة
Covalent bond	الرّابطة التساهميّة
Sigma bond	رابطة سيجما σ
Molecule	الجزيء
Pi bond	رابطة باي π
	الرّابطة التساهميّة التّناسقيّة
Dative covalent bond	
Polyatomic ion	أيون متعدّد الذّرات
Metallic bond	الرّابطة الفلزيّة

مخرجات التّعلم

C1101.1 يصف ويفسّر أنّ الرّوابط الكيميائيّة

جميعها عبارة عن قوى كهربائيّة،

ويستخدم تراكيب تمثيل لويس

النّقْطِيّ للإلكترونات لتمثيل الرّابطة

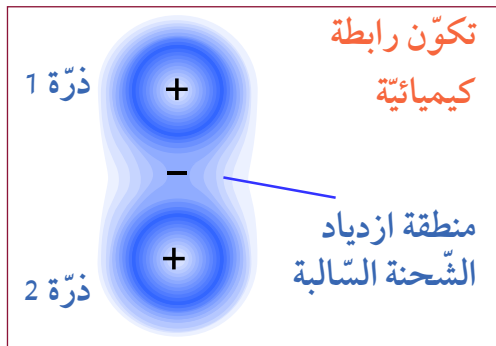
الأيونيّة، والرّابطة التساهميّة، والرّابطة التّناسقيّة.

C1101.5 يصف الرّابطة التساهميّة بدلالة تداخل

الأفلاك، وتكوّن روابط (سيجما σ)،

وروابط (باي π).

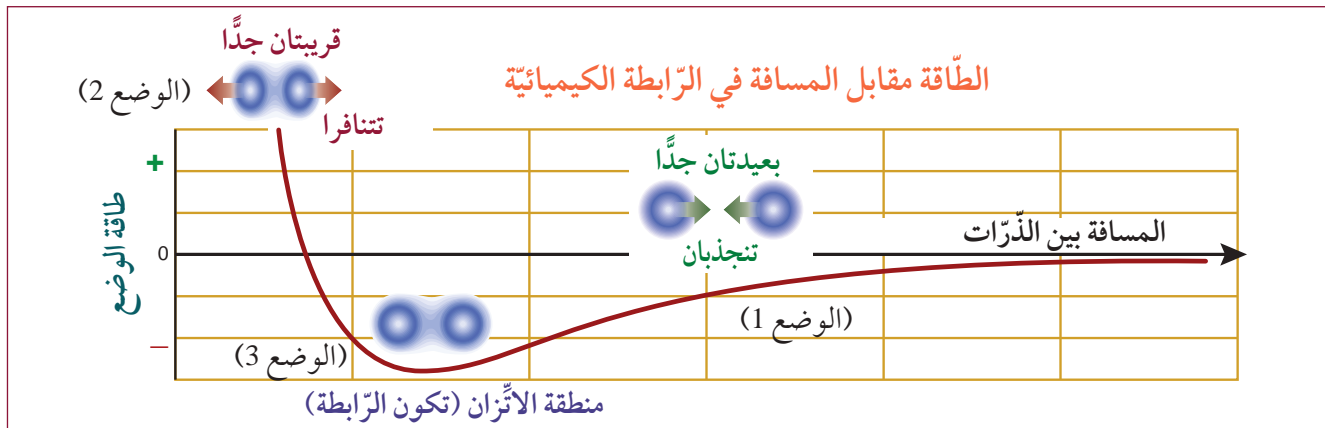
الروابط الكيميائية والطاقة



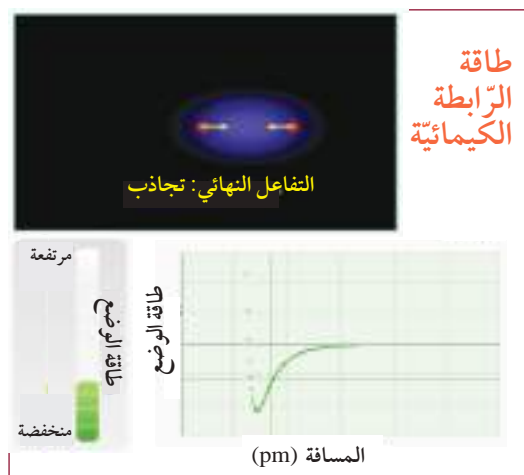
الشكل 29-1 زوج من الإلكترونات مشترك بين ذرتين.

الرّابطة الكيميائية Chemical bond هي عبارة عن قوّة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر. وتتكوّن الروابط الكيميائية جميعها بسبب وجود مسافة فاصلة بين الشّحنات لتتطوّر بين الذّرات المجاورة، بحيث تؤدي هذه المسافة الفاصلة بين الشّحنات إلى نشوء تجاذب إلكتروستاتيكي. يوضح الشكل 29-1 زوجاً من الإلكترونات المشتركة في رابطة كيميائية، تؤدي إلى نشوء منطقة صغيرة من الشّحنة السّالبة، تجذب النّواتين الموجبتين الشّحنة اللّتين تقعان إلى جانبيها.

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



الشكل 30-1 تتكوّن الروابط الكيميائية عندما تكون طاقة الوضع في حدّها الأدنى.



الشكل 31-1 محاكاة تفاعلية لطاقة الرّابطة.

الرّابطة الكيميائية هي ظاهرة وجود الذّرات متماسكة معاً في الجزيء أو البلورة، حيث ترجع جميع الروابط الكيميائية إلى تفاعل الإلكترونات الموجودة في الذّرة. ويؤدي هذا التفاعل إلى نشوء حدّ أدنى من الطّاقة عند مسافة فاصلة محدّدة بين الذّرتين المترابطتين. فالشكل 31-1 يوضح محاكاة تفاعلية لطاقة الرّابطة عندما تتغيّر المسافة الفاصلة بين الذّرتين.

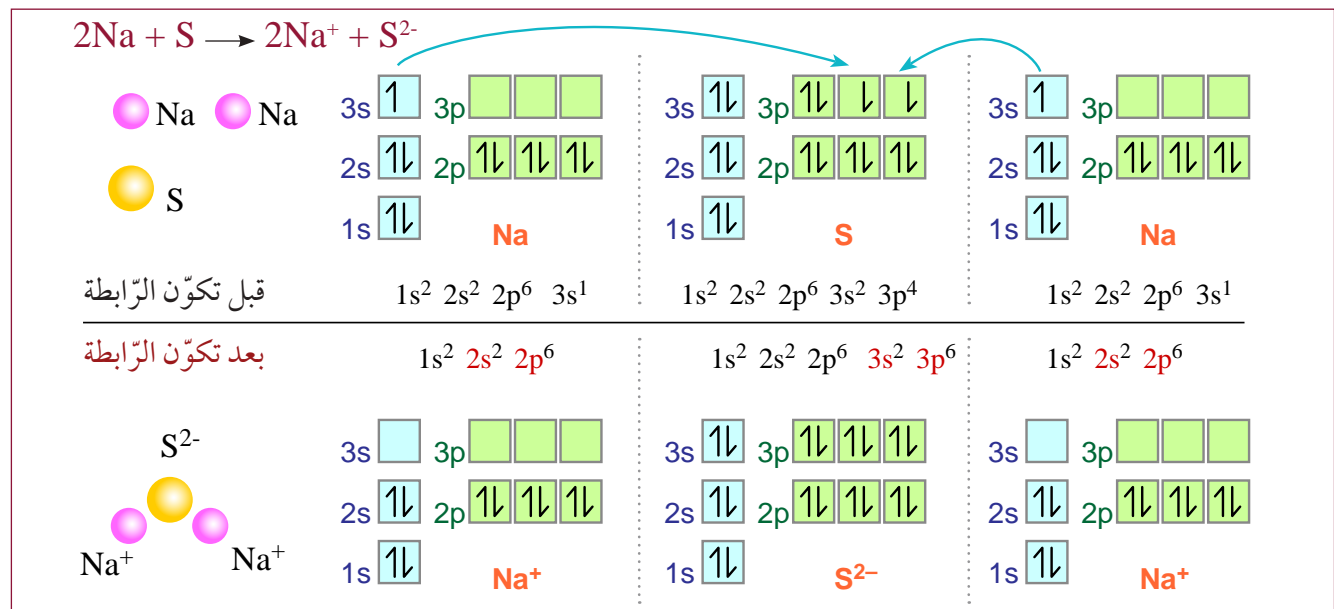
تكون قيمة طاقة نظام ما لذّرتين صفراً، عندما تكونان متباعدتين. فالطّاقة تتحرّر عندما تتكوّن الرّابطة، في حين تكون قيمة طاقة النّظام سالبة عندما تكون الذّرتان مترابطتين؛ لأن الطّاقة قد تحرّرت منه.

الروابط والتوزيع الإلكتروني

سؤال للمناقشة

ما الأيون الذي يمكن أن
تكونه ذرة الكبريت ؟

يوضح الشكل 32-1 كيف يتحد عنصر الصوديوم والكبريت معاً لتكوين مركب كبريتيد الصوديوم (Na_2S). فذرة الصوديوم تحتوي على إلكترون تكافؤ واحد، لذا يمكن أن تفقد هذا الإلكترون لتكوّن رابطة كيميائية واحدة فقط، في حين تحتوي ذرة الكبريت على ستة إلكترونات تكافؤ، وتكافؤها يساوي اثنين، ويمكنها أن تكتسب إلكترونين اثنين لتكوّن رابطتين كيميائيتين. ولكي يصل كلا العنصرين إلى حالة الحد الأدنى للطاقة، والتي تتمثل في امتلاكهما مستويات طاقة ممتلئة، تفقد كل ذرة من ذرتي الصوديوم إلكترونًا واحدًا تكتسبه ذرة الكبريت، والتي تحتاج إلى إلكترونين اثنين، فتكون النتيجة تكوّن اثنين من أيونات الصوديوم الموجبة الشحنة، فينجذبان إلى أيون الكبريتيد ذي الشحنة السالبة لتكوين رابطة أيونية.



الشكل 32-1 التغيرات التي تحدث في التوزيع الإلكتروني عند تكوين المركب الأيوني كبريتيد الصوديوم. بعد تكوّن الرابطة، يكون لكل أيون صوديوم Na^+ توزيع إلكتروني مماثل للتوزيع الإلكتروني لذرة النيون، وهو: $1s^2 2s^2 2p^6$ ، في حين يكون التوزيع الإلكتروني لأيون الكبريتيد المركزي S^{2-} مماثلاً للتوزيع الإلكتروني لذرة الأرجون، وهو: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ؛ عندها تكون الصيغة الكيميائية لمركب كبريتيد الصوديوم هي Na_2S ؛ لأن من الضروري أن يتحد الصوديوم والكبريت معاً بنسبة 1:2 وبذلك تمتلئ مستويات الطاقة للذرات الثلاث، وتصل طاقاتها إلى حدّها الأدنى، ويكون التوزيع الإلكتروني لكل منها مماثلاً للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.

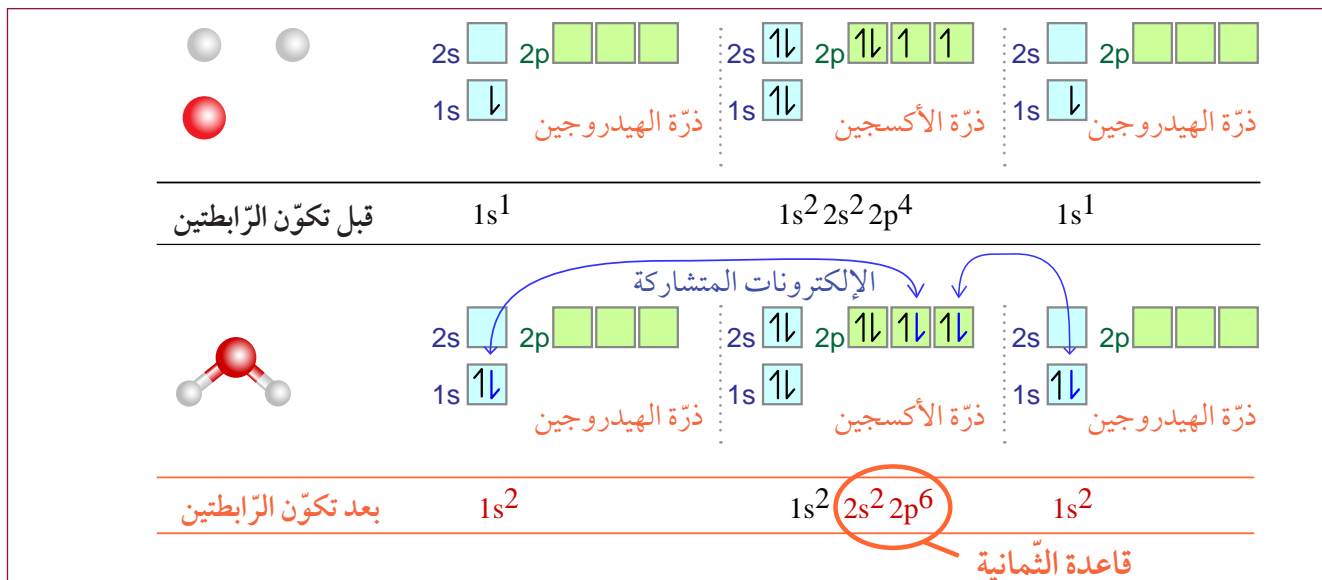
وهكذا، يمكنك توقع شحنة الأيون من خلال عدد الإلكترونات الذي ينبغي أن تكتسبه الذرة أو تفقده لكي تصل إلى مستويات طاقة خارجية، ممتلئة أو فارغة، يكون توزيعها الإلكتروني مماثلاً للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.

عند تكوّن أي مركب، تصل كل ذرة فيه إلى مستويات طاقة ممتلئة، إما بتشارك الإلكترونات، أو بفقد الإلكترونات أو اكتسابها.



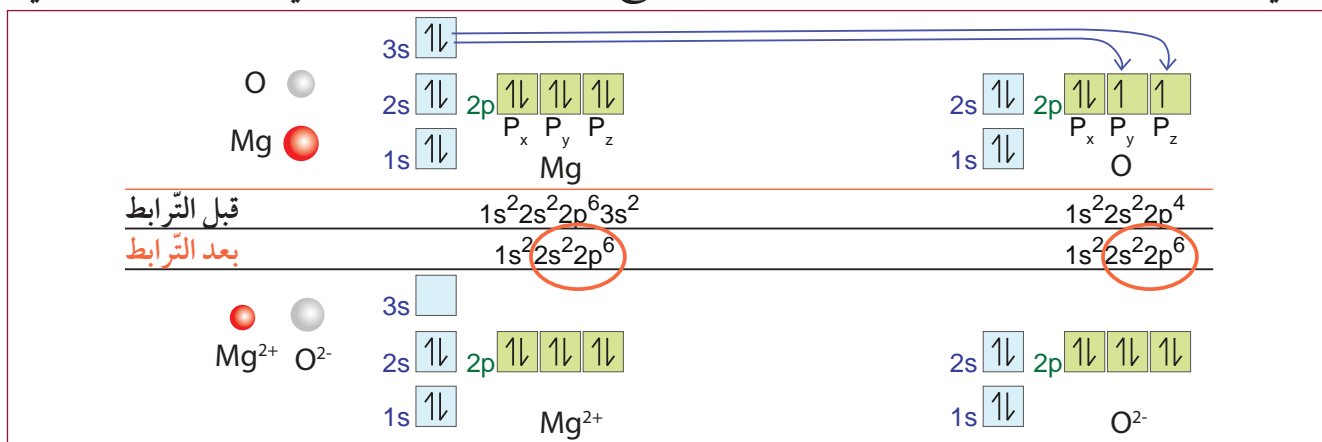
قاعدة الثمانية

عند تكون أي مركب تساهمي، تكون الإلكترونات مشتركة بين ذرتين. حيث يوضح الشكل 33-1 كيف تصل ذرتا الأكسجين والهيدروجين إلى مستويات طاقة ممتلئة بواسطة التشارك بزوج من الإلكترونات، حيث تشارك ذرة أكسجين واحدة مع ذرتي هيدروجين. وهذا يفسر أن الصيغة الكيميائية للماء هي H_2O ، وليست H_3O ، أو H_5O .

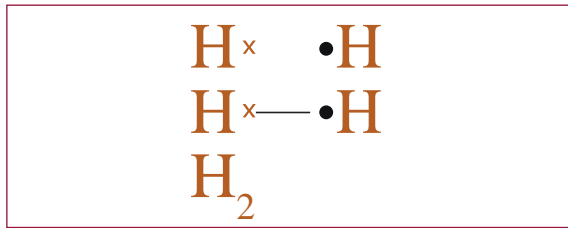


تميل معظم الذرات إلى تكوين روابط كيميائية لكي تصل لتصل إلى ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير وهو ما يعرف بقاعدة الثمانية.

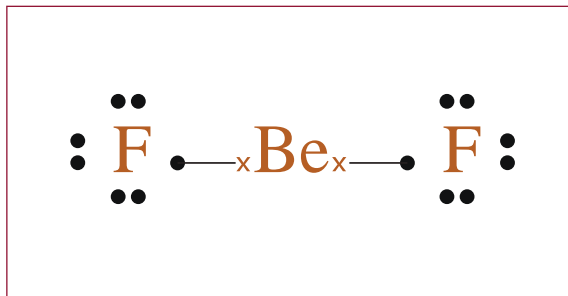
كما يبين الشكل 34-1 تطبيقًا لقاعدة الثمانية في تكوين المركب أكسيد المغنسيوم MgO ، حيث تفقد ذرة المغنسيوم إلكترونين اثنين من المستوى الفرعي (3s) ليصبح لديها ثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة الثاني. أما ذرة الأكسجين فتكسب إلكترونين اثنين ليصبح لديها ثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة الثاني.



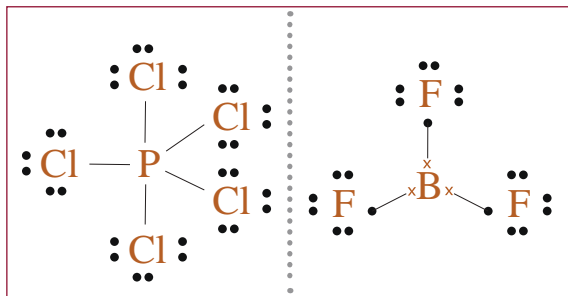
استثناءات قاعدة الثمانية



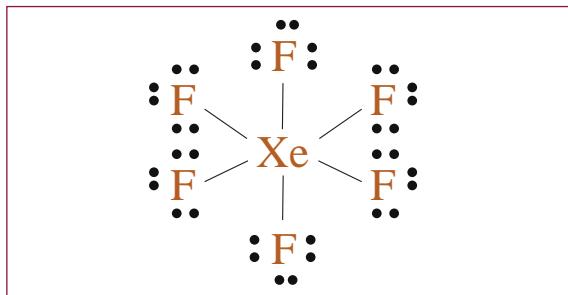
الشكل 1-35 ذرة الهيدروجين لا تتبع قاعدة الثمانية إذ يمتلئ المستوى الفرعي 1s بالكترونين اثنين.



الشكل 1-36 ذرة البريليوم المركزية في الجزيء BeF_2 تحاط بأربعة إلكترونات فقط.



الشكل 1-37 ذرة البورون المركزية في BF_3 تحاط بستة إلكترونات فقط، في حين أن ذرة الفوسفور المركزية في الجزيء PCl_5 فتحاط بعشرة إلكترونات.



الشكل 1-38 الترابط النادر لعنصر الزينون. إذ تحاط الذرة المركزية في الجزيء XeF_6 باثني عشر إلكترونًا.

تميل معظم العناصر الرئيسة إلى تكوين روابط كيميائية طبقاً لقاعدة الثمانية، مع وجود بعض الاستثناءات:

- قاعدة الثنائي، مثال ارتباط ذرتي الهيدروجين بالكترونين اثنين فقط، ويصبح لدى كل ذرة توزيع إلكتروني مستقر مماثل للتوزيع الالكتروني لذرة ذرة الهيليوم. يبين الشكل 1-35 جزيء الهيدروجين H_2 ، ذلك أن كل ذرة هيدروجين تشارك زوجاً من الإلكترونات. ذرة الليثيوم أيضاً تفقد إلكترونًا ليصبح لديها إلكترونان اثنان في المستوى الفرعي (1s)، والممتلئ كلياً.

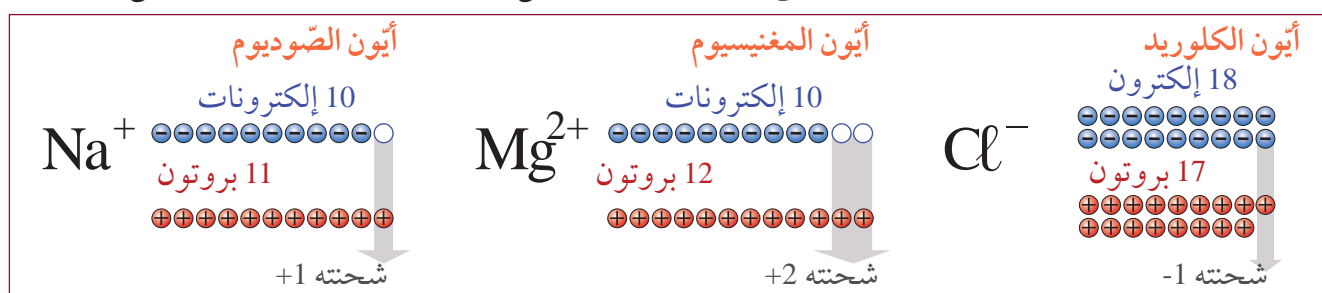
- أما جزيء فلوريد البريليوم BeF_2 ، ففيه استثناء أيضاً، ذلك أن ذرة البريليوم لا تتبع قاعدة الثمانية إذ تشكل هذه الذرة رابطة مع كل ذرة فلور وتحاط بزوجين من الإلكترونات (أربعة إلكترونات) فقط تشارك بهما مع كل ذرة فلور، كما يبين الشكل 1-36.

- تمتلك ذرة البورون ثلاثة إلكترونات تكافؤ، مما يؤمن لها 6 إلكترونات فقط، عند ارتباطها مع ذرات أخرى مثال في المركب BF_3 أو BH_3 . يمكن لبعض العناصر أن تكون روابط تساهمية تتعدى فيها قاعدة الثمانية، إذا اتحدت مع عناصر ذات سالبية عالية $\text{F}, \text{O}, \text{Cl}$. وفي مثل هذه الحالات، تحتوي الروابط على إلكترونات ضمن أفلاك s و p و d، مثال ذرة الفوسفور P، التي تكون خمس روابط تضم 10 إلكترونات مشتركة في مركب PCl_5 ، كما يبين الشكل 1-37.

- في الترابط النادر لبعض عناصر الغازات النبيلة، والعناصر الانتقالية واللانثينيدات والأكتينيدات، لا تتبع الإلكترونات الموجودة في الأفلاك d و f قاعدة الثمانية. فعنصر الزينون، الغاز النبيل مثلاً، يكون المركبات XeF_2 ، XeF_4 ، XeF_6 التي لا تتبع قاعدة الثمانية، كما يبين الشكل 1-38.

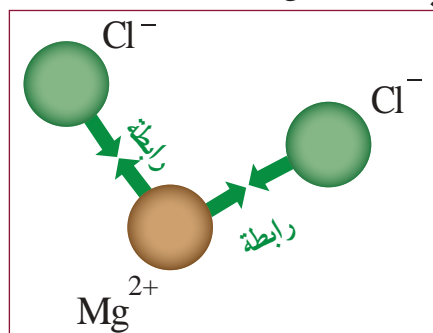
الأيونات والروابط الأيونية

الأيون Ion جسيم يحمل شحنة كهربائية، إذ يمكن أن يكون في هيئة ذرة منفردة (أيون أحادي أو ثنائي مثلاً)، أو مجموعة من الذرات المترابطة بروابط تساهمية (أيون متعدد الذرات). فالأيونات تتكون عندما تفقد الذرات الإلكترونات أو تكسبها، من دون تغيير في النواة الموجبة. فمثلاً، تفقد ذرة الصوديوم إلكترونًا واحدًا فتتحول إلى أيون صوديوم يحمل شحنة موجبة Na^+ ، في حين تفقد ذرة المغنيسيوم إلكترونين لتتحول إلى أيون مغنيسيوم Mg^{2+} يحمل شحنة موجبة بعدد الإلكترونات المفقودة. أما ذرة الكلور فتكسب إلكترونًا واحدًا لتتحول إلى أيون كلوريد يحمل شحنة سالبة Cl^- ، انظر الشكل 39-1.



الشكل 39-1 تتكون الأيونات عندما يكون عدد الإلكترونات أقل من عدد البروتونات، أو أكثر منها بقليل.

في **الرَّابطة الأيونية Ionic bond**، تنتقل الإلكترونات من ذرات العناصر الفلزية إلى ذرات العناصر اللافلزية، حيث يعتمد عدد الإلكترونات التي تنتقل بينها على العنصر نفسه. فمثلاً ينتقل إلكترون واحد فقط من الفلزات القلوية التي تقع في المجموعة الأولى من الجدول الدوري للعناصر، مثل الصوديوم، إلى الهالوجينات التي تقع في المجموعة السابعة عشرة، مثل الكلور، في حين ينتقل إلكترونان من عناصر المجموعة الثانية، مثل المغنيسيوم.



الشكل 40-1 الرابطة الأيونية في المركب MgCl_2 .

وتتكون الرابطة الأيونية نتيجة وجود قوى الجذب الإلكتروستاتيكي بين شحنة موجبة وأخرى سالبة. فمثلاً يتكون المركب الأيوني MgCl_2 عند تجاذب أيوني المغنيسيوم والكلوريد؛ لأن كل أيون Mg^{2+} يكون منجذباً نحو أيوني Cl^- ، واللذين يحملان شحنة مخالفة له، انظر الشكل 40-1. والمركب MgCl_2 الناتج يكون متعادلاً كهربائياً؛ لأن العدد الكلي للبروتونات (الشحنات الموجبة) يكون مساوياً للعدد الكلي للإلكترونات (الشحنات السالبة) في المركب.

يجري تحديد نسبة الأيونات في مركب أيوني بحسب المتطلبات التي تجعل ذلك المركب متعادلاً كهربائياً. فمثلاً تكون ذرة الصوديوم أيوناً موجباً شحنته +1، في حين يكون الكلور أيوناً سالباً شحنته -1، وبالتالي يكون المركب الأيوني الناتج من تجاذبهما هو كلوريد الصوديوم، NaCl . أما في حالة المغنيسيوم مع الكلور، فسيكون المغنيسيوم أيوناً موجباً شحنته +2، في حين أن الكلور يكون أيوناً سالباً شحنته -1، لذا سيحتاج أيون المغنيسيوم Mg^{2+} إلى أيوني كلوريد Cl^- ؛ لموازنة شحنته الموجبة. وهكذا فإن الصيغة الكيميائية لمركب كلوريد المغنيسيوم الناتج ستكون MgCl_2 .

العناصر التي تكون مركبات أيونية

تحتوي المركبات الأيونية الثنائية على عنصرين فقط، مثل كلوريد الصوديوم (NaCl)، وأكسيد المغنيسيوم (MgO). وتميل عناصر المجموعتين 1A، و2A، وبعض عناصر المجموعة 3A في الجدول الدوري، إلى تكوين مركبات أيونية ثنائية مع عناصر المجموعتين 6A، و7A، وهذه العناصر مبيّنة ومظللة باللون البرتقالي في الشكل 1-41. كما يمكن أن تكون بعض مركبات النيتروجين أيونية عندما تتفاعل مع بعض الفلزات النشطة مثل الليثيوم Li، والصوديوم 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

الشكل 1-41 العناصر الشائعة التي تكون مركبات أيونية ثنائية.

يتيح لنا التوزيع الإلكتروني توقع شحنة الأيون. تذكر أن تمثيل لويس النقطي للأيون الذي يحوي ثماني نقاط، والآخر الذي لا يحوي نقاطاً يشير إلى قاعدة الثمانية، وتذكر أيضاً أن تركيب لويس الذي لا يحوي نقاطاً يمتلك مستوى طاقة ممتلئاً يقع مباشرة أسفل مستوى طاقة إلكترونات التكافؤ. فعلى سبيل المثال، يكون المغنيسيوم الأيون Mg^{2+} عندما يفقد إلكترونين، ويكون الصوديوم الأيون Na^+ عندما يفقد إلكترونًا واحدًا فقط، في حين يكون الأكسجين الأيون O^{2-} عندما يكسب إلكترونين، كما يبيّن الشكل 1-42.

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

الشكل 1-42 تمثيل لويس النقطي والتوزيع الإلكتروني للأيونات.

يبيّن الجدول 1-8 تمثيلات لويس النقطية للذرات والأيونات الشائعة لمجموعات العناصر 1A، و2A، و6A، و7A الموجودة في الجدول الدوري. كما نجد أن عنصرًا مثل الألومنيوم يعدّ عنصرًا شائعًا في العديد من المركبات الأيونية، ولكنّه موجود في المجموعة 3A.

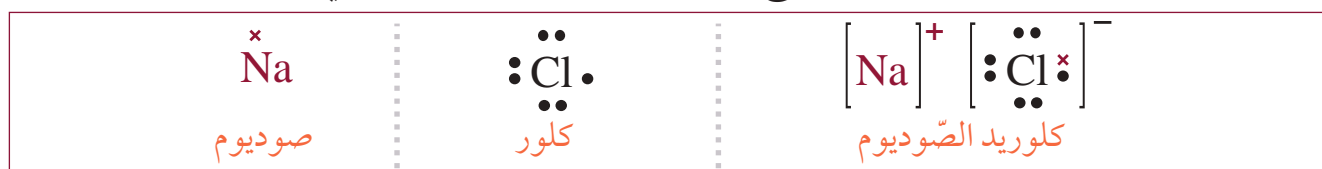
الجدول 1-8 تمثيلات لويس النقطية لبعض الأيونات الشائعة.

عناصر المجموعة 1A		عناصر المجموعة 2A		عناصر المجموعة 3A		عناصر المجموعة 6A		عناصر المجموعة 7A	
ذرة	أيون	ذرة	أيون	ذرة	أيون	ذرة	أيون	ذرة	أيون
\bullet Li	$[\text{Li}]^+$	\bullet Be	$[\text{Be}]^{2+}$	\bullet Al \bullet	$[\text{Al}]^{3+}$	$\begin{array}{c} \bullet \\ \text{O} \\ \bullet \end{array}$	$[\text{O}]^{2-}$	$\begin{array}{c} \bullet \\ \text{F} \\ \bullet \end{array}$	$[\text{F}]^{-}$
\bullet Na	$[\text{Na}]^+$	\bullet Mg	$[\text{Mg}]^{2+}$			$\begin{array}{c} \bullet \\ \text{S} \\ \bullet \end{array}$	$[\text{S}]^{2-}$	$\begin{array}{c} \bullet \\ \text{Cl} \\ \bullet \end{array}$	$[\text{Cl}]^{-}$
\bullet K	$[\text{K}]^+$	\bullet Ca	$[\text{Ca}]^{2+}$			$\begin{array}{c} \bullet \\ \text{Se} \\ \bullet \end{array}$	$[\text{Se}]^{2-}$	$\begin{array}{c} \bullet \\ \text{Br} \\ \bullet \end{array}$	$[\text{Br}]^{-}$

تمثيل لويس النقطي للمركبات الأيونية

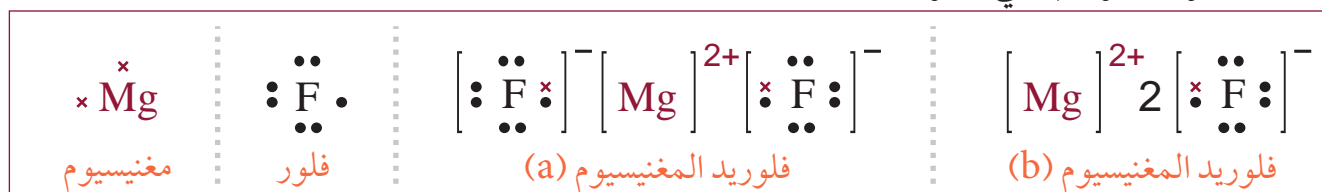
يُعدّ تمثيل لويس النقطي أداة جيّدة لمعرفة تركيب المركّب الأيوني. حيث تحتوي ذرّة الكلور على سبعة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترون واحد لتصبح ثمانية الكترونات، في حين يحتوي الصوديوم على إلكترون تكافؤ واحد، يمكنه الوصول إلى مستوى الطّاقة الأعلى الممتلئ $2s^2 2p^6$ بفقدان هذا الإلكترون. ولتحقيق قاعدة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

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



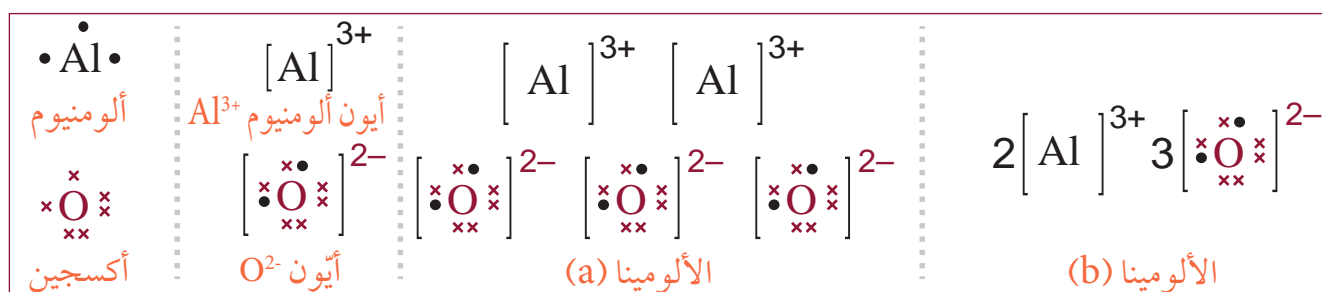
الشّكل 43-1 تمثيل لويس النّقطي لمركّب كلوريد الصوديوم NaCl.

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



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

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



الشّكل 45-1 تمثيل لويس النّقطي لمركّب الألومينا Al_2O_3 .

مثال 6

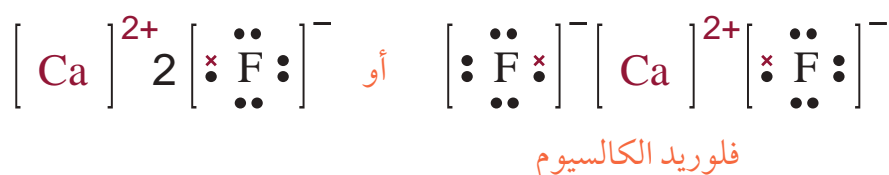
المسألة: استخدم تمثيل لويس النّقْطِيّ لإيجاد الصّيغة الكيميائيّة للمركّب الأيوني الثنائي المكوّن من الكالسيوم والفلور.

الحلّ:

- ارسم تمثيلات لويس النّقْطِيّة لكلّ من الكالسيوم والفلور وأيوناتهما.



- لموازنة شحنة أيّون الكالسيوم التي تساوي (+2)، يجب أن يتوفّر أيّونا فلوريد؛ لأن شحنة كلّ منهما تساوي (-1)، إذا الصّيغة الكيميائيّة الصّحيحة لهذا المركّب هي CaF_2 .



مثال 7

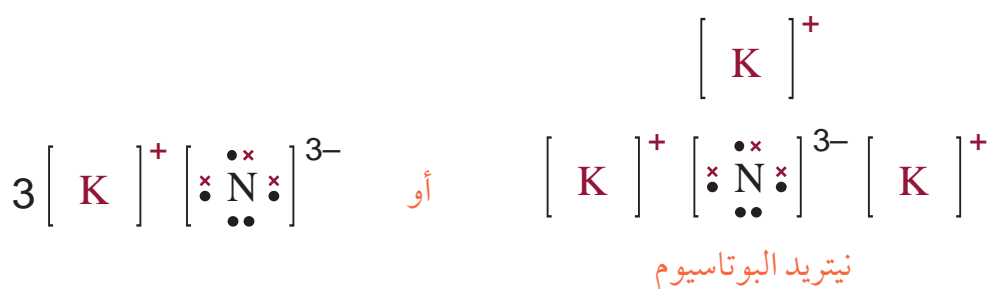
المسألة: استخدم تمثيل لويس النّقْطِيّ لإيجاد الصّيغة الكيميائيّة للمركّب الأيوني الثنائي المكوّن من النيتروجين والبوتاسيوم.

الحلّ:

- ارسم تمثيلات لويس النّقْطِيّة لكلّ من النيتروجين والبوتاسيوم وأيوناتهما.

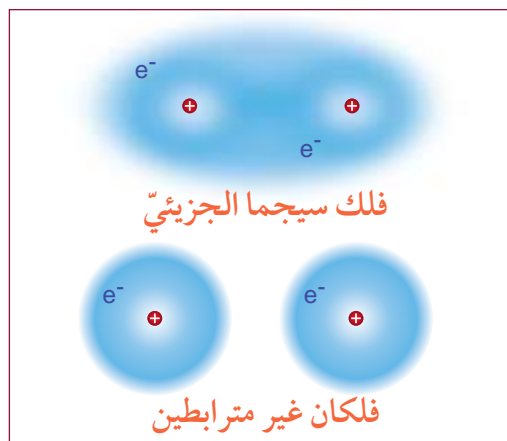
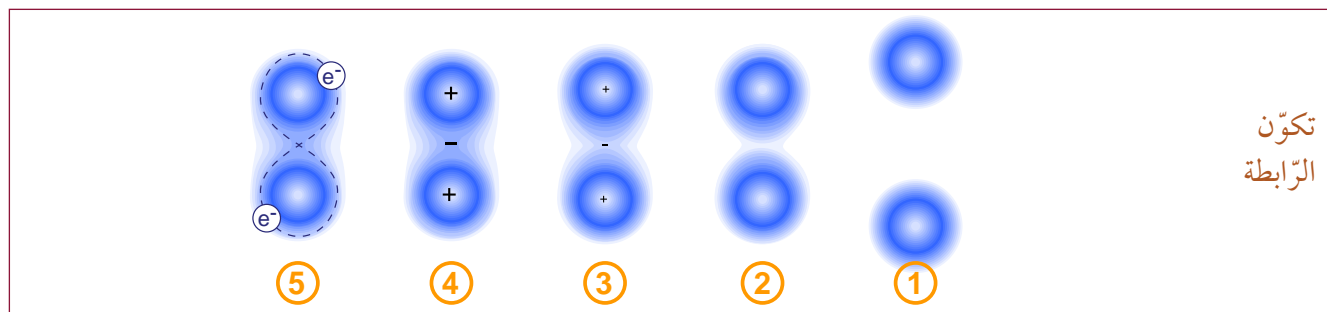


- لموازنة شحنة أيّون النيتريد والتي تساوي (-3)، يجب أن تتوفّر ثلاثة أيونات بوتاسيوم؛ لأن شحنة كلّ منها تساوي (+1)، إذا الصّيغة الكيميائيّة الصّحيحة لهذا المركّب هي K_3N .



الروابط التساهمية الأحادية

الرَّابطة التَّساهميَّة Covalent bond هي أحد أشكال الترابط الكيميائي، تتميز بمشاركة زوج أو أكثر من الإلكترونات بين ذرتين، وتعتبر رابطة مستقرّة تتكوّن عند تعادل قوى التَّجاذب والتَّنافر بين الذَّرات. إذ يتكوّن الجزيء (Molecule) عندما ترتبط ذرتان أو أكثر برابطة تساهميَّة. وعادة ما تتكوّن الروابط التَّساهميَّة بين ذرات اللافلزات المتجاورة الموجودة في الجدول الدَّوري للعناصر. ويعدّ الهيدروجين الثنائي الذرّة مثالاً جيّداً على رابطة تساهميَّة أحادية، حيث يوضح الشَّكل 1-46 ذرتين من الهيدروجين تتقاربان، وتكوّنان رابطة تساهميَّة. فبمجرد تكوّن الرّابطة، تشارك الذَّرتان في إلكترونات التَّكافؤ بالتساوي، فيحتلّ إلكترونا الجزيء الفلكين المتداخلين ويتحرّكان بحريَّة في كلا الفلكين. والذَّرتان المترابطتان تهتزّان قليلاً وتبقيان مترابطتين ما دامتا قريبتين من مستوى الطّاقة الأدنى.



الشَّكل 1-46 تكوّن رابطة تساهميَّة أحادية بين ذرتي هيدروجين.

تكوّن الذَّرتان في الرّابطة التَّساهميَّة الأحادية في جزيء الهيدروجين H_2 فلكاً جزيئياً يعمل على استبدال أفلاك $1s$ الأصليَّة. وهذا الفلك الجزيئي الجديد يمتلك منطقة ذات كثافة إلكترونيَّة أكبر قليلاً بين الذَّرتين، وتسمّى هذه المنطقة **رابطة سيجمما Sigma bond**، حيث يشغل زوج إلكترونات التَّكافؤ المنطقة المظللة الموضَّحة في الشَّكل 1-47، وتعدّ رابطة سيجمما الأقوى بين الروابط التَّساهميَّة.

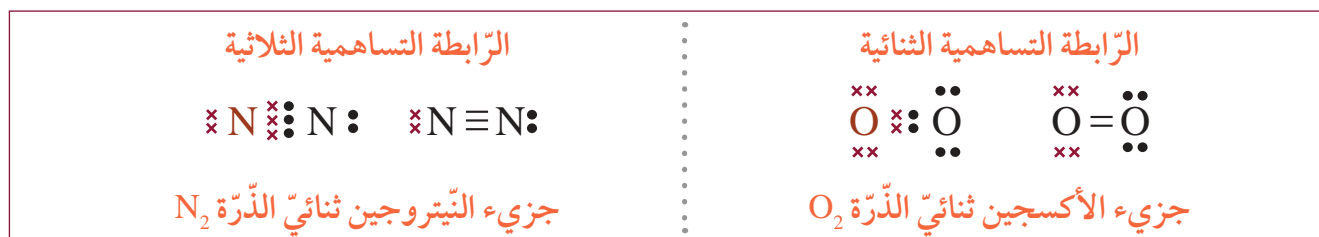
إنّ قوى التَّجاذب الناشئة من نواة كل ذرة تسحب تركيز الشَّحنة السّالبة المتكوّنة بين الذَّرتين بشكل أكبر قليلاً، وهذه المنطقة ذات الشَّحنة السّالبة المحفزة تجذب كلا النّواتين، وتُنشئ الرّابطة الكيميائيَّة. ويبين الشَّكل 1-48، تمثيل لويس النقطي للرابطة التَّساهميَّة في جزيء الهيدروجين H_2 وهو يعدّ الجزيء الأبسط.



الشَّكل 1-48 تمثيل لويس النقطي لجزيء الهيدروجين الثنائي الذرّة H_2 .

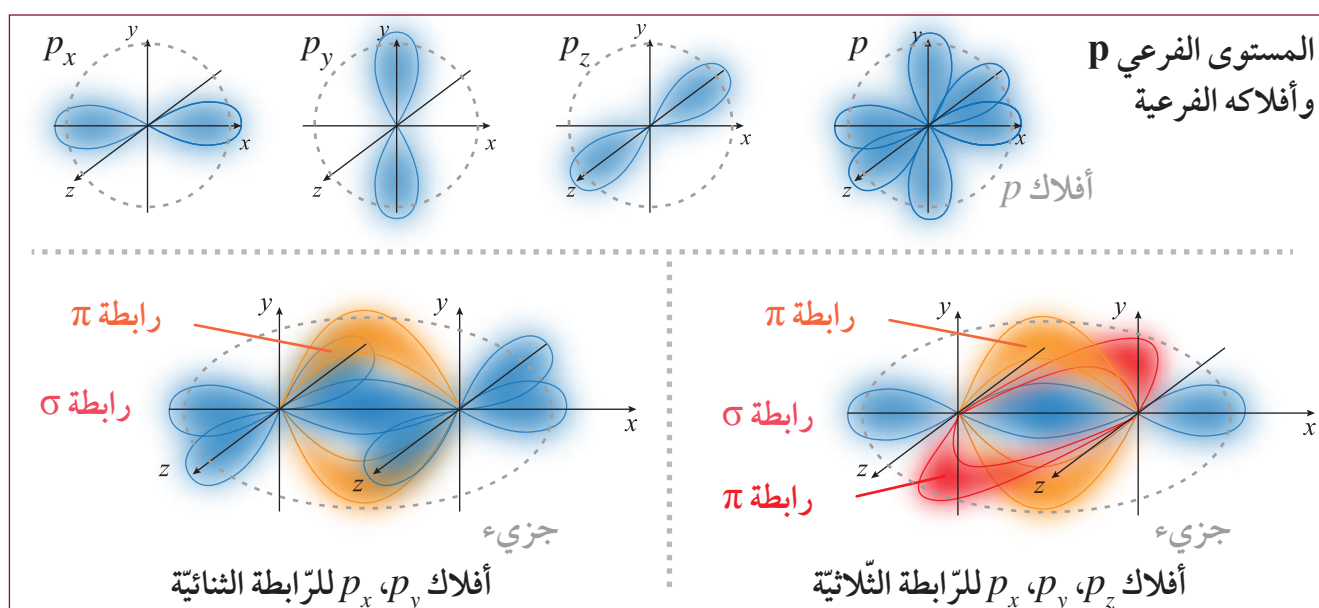
الروابط التساهمية الثنائية والثلاثية

يتوافر كل من الأكسجين والنيتروجين في الغلاف الجوي في هيئة جزيئات ثنائية الذرة. ولتحقيق قاعدة الثمانية، يجب أن تشارك كل ذرة في جزيء O_2 بزوجين من الإلكترونات مع نظيرتها في هيئة رابطة ثنائية، في حين يجب أن تشارك كل ذرة في جزيء N_2 بثلاثة أزواج من الإلكترونات مع نظيرتها في هيئة رابطة ثلاثية. ويوضح الشكل 49-1 تمثيلي لويس للنقطتين للرابطين التساهميتين الثنائية والثلاثية.



الشكل 49-1 استخدام تمثيل لويس للنقطتين للرابطين التساهميتين الثنائية والثلاثية.

يمكن أن يظهر الفلك الجزيئي للإلكترونات المتشاركة الموجودة في الروابط الثنائية والثلاثية في ثلاثة أبعاد. تذكر أن الأفلاك الفرعية p_x, p_y, p_z تكون محاذية لمحاور الإحداثيات x, y, z . وتتضمن الرابطة الثنائية اثنين من أفلاك p الفرعية هذه، في حين تتضمن الروابط الثلاثية ثلاثة من أفلاك p الفرعية.



الشكل 50-1 الأفلاك الجزيئية للرابطين الثنائية والثلاثية.

يوضح الشكل 50-1 أن الرابطة الأولى سيجما القوية تنشأ بين فلكي (p_x) الفرعيين، والثانية رابطة باي الأضعف، تربط ما بين فلكي (p_y) الفرعيين لكلتا الذرتين، وكذلك الرابطة الثالثة باي تربط ما بين فلكي (p_z) الفرعيين. حيث يقع زوج إلكترونات **الرابطة باي pi bond** أعلى رابطة سيجما واسفلها. (سيجري توضيح تكوّن الرابطة π في موضوع التهجين بالوحدة الثانية).

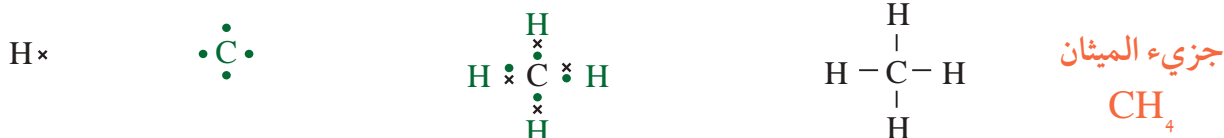
تكون رابطتا باي متعامدتان (بزوايا قائمة) على مستوى الرابطة سيجما بين الذرتين؛ بسبب قوى التنافر المتبادلة للإلكترونات.

سؤال للمناقشة

كيف نحدد تركيب الجزيء؟

تمثيل لويس النقطي للمركبات التساهمية

يعدّ تمثيل لويس النقطي أداة جيّدة للتعرّف إلى التركيب الجزيئي للمركبات التساهمية. فلذرة الهيدروجين إلكترون تكافؤ واحد، وتحتاج إلى إلكترون واحد ليصبح لديها اثنان في مستوى الطاقة الأول. أمّا ذرة الكربون فلديها أربعة إلكترونات تكافؤ، لذا تحتاج إلى أربعة إلكترونات أخرى ليصبح لديها ثمانية. يبيّن تمثيل لويس النقطي لمركب الميثان (CH_4) الموضح في الشكل 51-1 أن الروابط الكيميائية الأربع في (CH_4) هي تساهمية أحادية، حيث تشارك كل ذرة هيدروجين زوجًا من الإلكترونات مع ذرة الكربون المركزية.

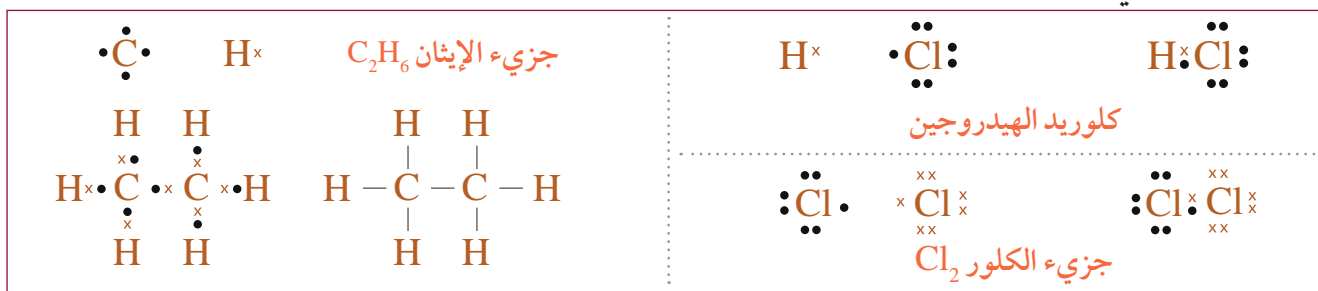


الشكل 51-1 باستخدام تمثيل لويس النقطي يمكننا التعرف إلى التركيب الجزيئي للمركب (CH_4).

تُحيط بكلّ ذرة داخل الجزيء في تمثيل لويس النقطي ثمانية نقاط تبعًا لقاعدة الثمانية، باستثناء الهيدروجين فيكون محاطًا بنقطتين.

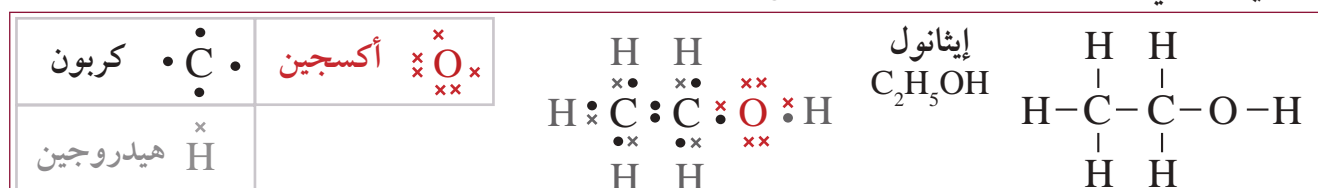


أمثلة أخرى على تمثيل لويس النقطي والتركيب الجزيئي مبينة بالشكل 52-1 حيث تظهر التراكيب الجزيئية لكلّ من الجزيئات التالية الكلور وكلوريد الهيدروجين والإيثان. إذ تمثل رابطة واحدة في التركيب الجزيئي زوجًا من الإلكترونات.



الشكل 52-1 تمثيل لويس النقطي لجزيئات كلوريد الهيدروجين والكلور والإيثان.

مثال آخر على تمثيل لويس النقطي يبيّن جزيء الإيثانول ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)، فهو مادة شائعة يستخدم ككحول طبي. يوضح الشكل 53-1 أن كل ذرة كربون محاطة بثمانية نقاط، وأن كل ذرة أكسجين محاطة بثمانية نقاط أيضًا، وأن كل ذرة هيدروجين موجودة في الجزيء تسهم بإلكترون تكافؤ واحد موجود في المستوى الفرعي ($1s$) ولها نقطتان. والتركيب الجزيئي الصحيح هو الذي يمتلك فيه كل عنصر في الجزيء ثمانية نقاط، أو نقطتين، حيث تمثل النقاط إلكترونات تكافؤ.

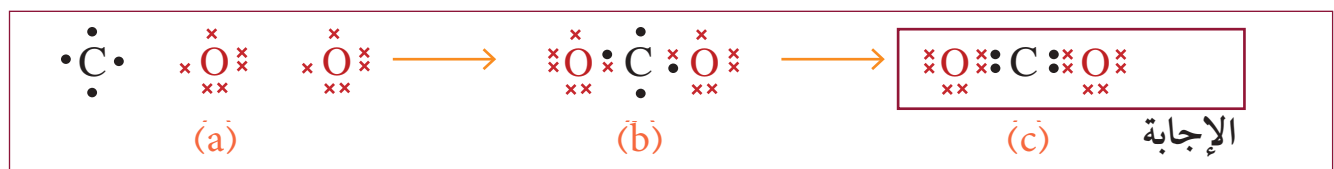


الشكل 53-1 تمثيل لويس النقطي لمركب الإيثانول $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

تمثيل الروابط التساهمية الثنائية والثلاثية باستخدام تمثيل لويس النقطي

يعدّ تمثيل لويس النقطي لمركّب ثاني أكسيد الكربون CO_2 مثلاً جيّداً لتوضيح التركيب الجزيئي الذي يتضمّن روابط تساهمية ثنائية أو ثلاثية، لذلك:

- ارسم تمثيل لويس النقطي لذرتي الكربون والأكسجين، انظر الشكل 54-1.
- أنشئ الروابط الأحادية، وبذلك يكون نموذج الذرتين قريباً من تحقيق قاعدة الثمانية.
- استخدم زوجاً آخر من الإلكترونات لإنشاء الرابطة الثنائية، وبهذا تحقق كلّ ذرة قاعدة الثمانية بشكل كامل.



الشكل 54-1 تمثيل لويس النقطي لمركّب ثاني أكسيد الكربون CO_2 .

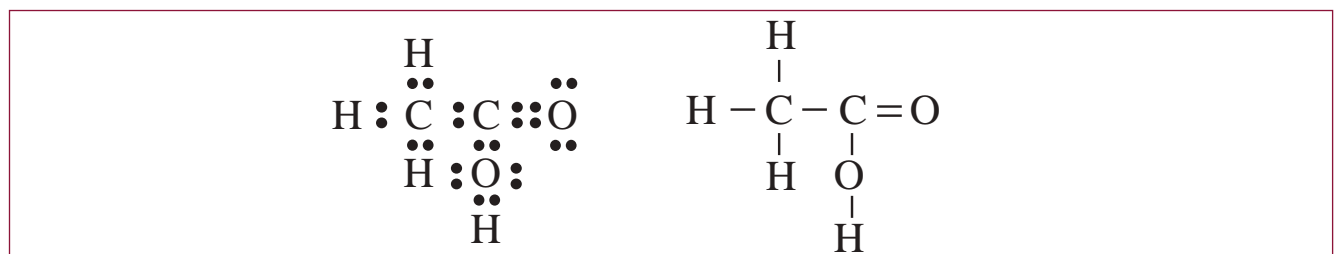
في تمثيل لويس النقطي، عليك أولاً إنشاء الروابط الأحادية. وبعد ذلك، عليك معرفة ما إذا كان يمكنك تحويل أيّ إلكترونات إضافية غير مترابطة إلى روابط ثنائية، أو ثلاثية. تحتسب النقاط في الرابطة الثنائية بأنها أربعة إلكترونات، في حين تحتسب في الرابطة الثلاثية بأنها ستة بالنسبة إلى الذرتين المترابطتين.

الإيثاين مركّب عضويّ مكوّن من الكربون والهيدروجين وصيغته الكيميائية C_2H_2 . يعدّ هذا المركّب مثلاً جيّداً على تكوّن الرابطة التساهمية الثلاثية بين ذرتي الكربون. يبيّن الشكل 55-1 تمثيل لويس النقطي للإيثاين وتركيبه الجزيئي.



الشكل 55-1 يبيّن تمثيل لويس النقطي الرابطة الثلاثية بين ذرتي الكربون في المركّب C_2H_2 .

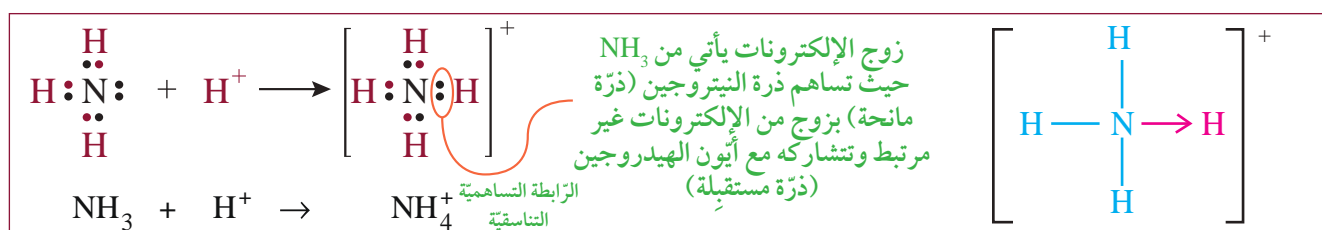
تحتوي العديد من الجزيئات على رابطة تساهمية أحادية مع روابط ثنائية أو ثلاثية. يعد حمض الأستيك مثلاً جيّداً على جزيء يتضمّن روابط أحادية وثنائية، وهو المكوّن الذي يعطي الخل طعمه الحمضي. نلاحظ في الشكل 56-1 أن كلّ ذرة في جزيء هذا الحمض محاطة بثمانية نقاط للتوافق مع قاعدة الثمانية ما عدا الهيدروجين يكون محاطاً بنقطتين.



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

الرَّابطة التَّساهميَّة التَّناسقيَّة

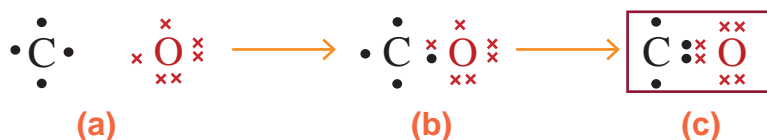
الرَّابطة التَّساهميَّة التَّناسقيَّة Dative covalent bond هي نوع من أنواع الروابط التَّساهميَّة تتكوَّن نتيجة مساهمة ذرَّة بزواج من الإلكترونات الغير مرتبط مع ذرَّة أخرى . تُسمَّى الذرَّة التي تمنح زوجًا من الإلكترونات بالذرَّة المانحة، والذرَّة الأخرى تُسمَّى بالذرَّة المستقبلَّة التي تقدِّم مدارًا فارغًا، حيث تسهم ذرَّة واحدة بزواج إلكترونات للرَّابطة، عوضًا عن مساهمة كلِّ ذرَّة بإلكترون واحد. وأفضل مثال على ذلك أيون الأمونيوم NH_4^+ ، الذي يتكوَّن من الأمونيا NH_3 ، وأيون هيدروجين H^+ . ويوضح الشَّكل 57-1 مصدر زوج الإلكترونات الذي يكوِّن الرَّابطة من ذرَّة النيتروجين.



الشَّكل 57-1 رابطة تساهميَّة تناسقيَّة في تكوين أيون الأمونيوم NH_4^+ .

إنَّ أوَّل أكسيد الكربون CO غاز سام، ومصدر لتلوُّث الهواء؛ إذ أنه ينبعث من عوادم السيَّارات. يوضَّح تمثيل لويس النَّقْطِيَّ لمركَّب أوَّل أكسيد الكربون تكوين الرَّابطة التَّساهميَّة التَّناسقيَّة. اتبع الآتي لرسم تمثيل لويس النَّقْطِيَّ لهذا المركَّب بشكل صحيح:

- ابدأ بتمثيل لويس النَّقْطِيَّ لذرتي الكربون والأكسجين.
- أنشئ الرَّابطة الأحاديَّة، فهذا يترك نموذج الذَّرتين قريبًا من تحقيق قاعدة الثَّمانية.
- استخدم زوجًا آخر من الإلكترونات لإنشاء الرَّابطة الثَّانيَّة. وبهذا تحقِّق ذرَّة الأكسجين قاعدة الثَّمانية بشكل كامل، في حين يكون لدى الكربون ستَّة إلكترونات فقط.



d. لكي تحقِّق ذرَّة الكربون قاعدة الثَّمانية، تحتاج الى زوج من الإلكترونات. الحلُّ هو إنشاء رابطة ثلاثيَّة باستخدام زوج الإلكترونات غير مترابط من ذرَّة الأكسجين، حيث تعدُّ الرَّابطة الثَّالثة في الرَّابطة الثَّلاثيَّة رابطة تناسقيَّة؛ لأن كلا الإلكترونين يأتيان من ذرَّة الأكسجين (الذرَّة المانحة). أما ذرَّة الكربون فهي الذرَّة المستقبلَّة لهذا الزوج من الإلكترونات الذي تشاركه مع الأكسجين.



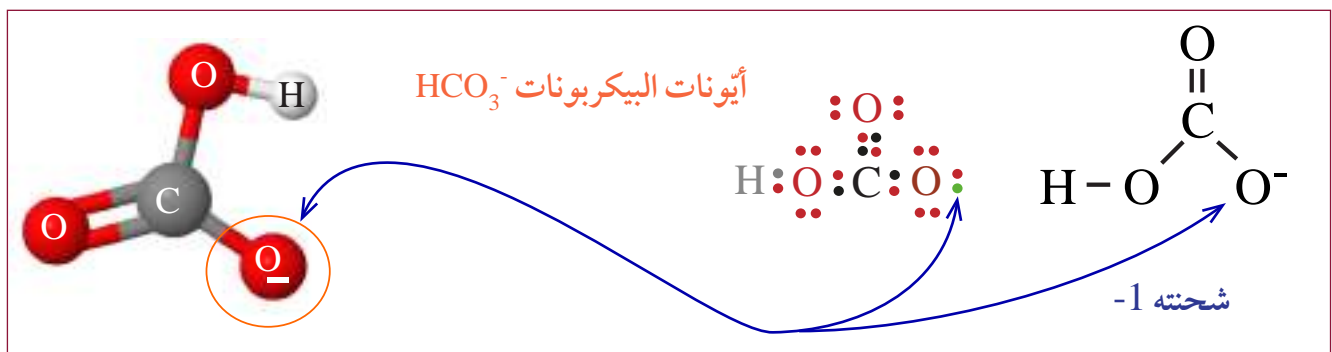
لا يكوِّن الأكسجين عادة رابطة ثلاثيَّة مع الكربون؛ لأنَّه يفضل تكوين روابط أحاديَّة أو ثنائيَّة. لذلك يعد المركَّب أوَّل أكسيد الكربون نشطًا كيميائيًا، وهو من الغازات السَّامة. فأوَّل أكسيد الكربون يرتبط بقوة مع ذرَّات الحديد الموجودة في الهيموغلوبين والتي تحمل الأكسجين في دمك، ممَّا يمنع نقل الأكسجين عند التَّنفس، ومع مرور الوقت، يحتمل أن يؤدِّي تركيز منخفض من أوَّل أكسيد الكربون إلى الاختناق، أو الموت.

الأيونات المتعددة الذرات

سؤال للمناقشة

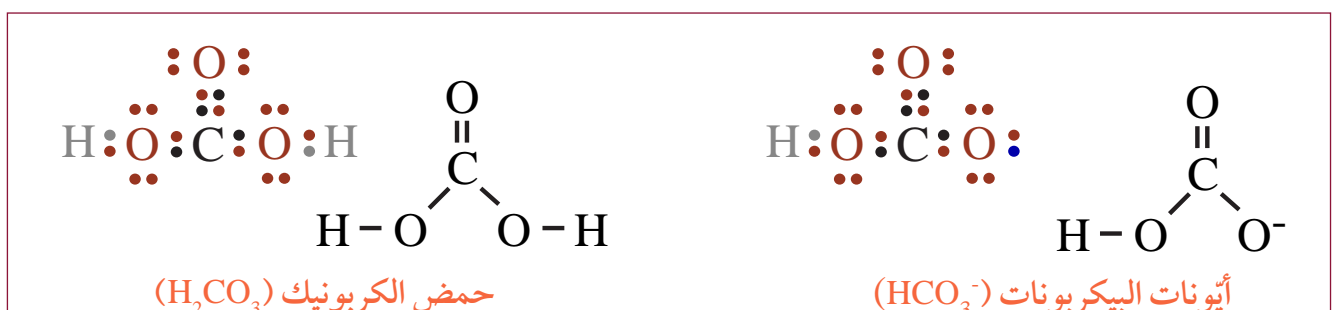
هل الأيونات الأحادية جميعها تشبه Na^+ ، أو Cl^- ؟

الأيون **متعدد الذرات** **polyatomic ion** هو «جزيء مشحون» يتكوّن من العديد من الذرات المترابطة بروابط تساهمية. ويعدّ أيون البيكربونات HCO_3^- مثالاً جيّداً لأيون متعدد الذرات. ويوضح تمثيل لويس النقطي لهذا الأيون الموجود في الشكل 1-58 أن ذرة من الكربون وذرتين من الأكسجين تحقق قاعدة الثمانية بشكل كامل. أمّا ذرة الأكسجين الثالثة فتكوّن رابطة واحدة فقط. لذلك تحتاج إلى إلكترون إضافي لتحقيق قاعدة الثمانية، ويكون هذا الإلكترون الإضافي هو الذي يعطي أيون البيكربونات شحنة تساوي (-1).



تبقى الأيونات المتعددة الذرات مرتبطة معاً عندما تذوب المادة الأيونية، وفي العديد من التفاعلات الكيميائية. فعندما تذوب بيكربونات الصوديوم (NaHCO_3) في الماء، ينفصل المركّب إلى أيونات HCO_3^- ، وأيونات Na^+ .

وتتكوّن الأيونات المتعددة الذرات عندما تكسب الذرات المترابطة بروابط تساهمية الإلكترونات أو تفقدها بدلاً من تكوين روابط أكثر مع ذرات أخرى. انظر الشكل 1-59 حيث تكسب ذرة أكسجين واحدة موجودة في أيون البيكربونات إلكترونًا إضافيًا بدلاً من تكوين رابطة ثانية. وترتبط ذرة الأكسجين الموجودة في حمض الكربونيك H_2CO_3 مع ذرة هيدروجين إضافية لتحقيق قاعدة الثمانية. أمّا الماء، فيتفكّك فيه حمض الكربونيك لتكوين أيون البيكربونات HCO_3^- ، وأيون الهيدروجين H^+ . ويعدّ هذا تفاعلاً مهماً يحدث في جسمك وفي المحيط.



مثال 8

المسألة: ارسم تمثيل لويس النقطي المحتمل لجزيء الميثانال ذي الصيغة الكيميائية CH_2O والذي يعرف بالفورمالدهيد.

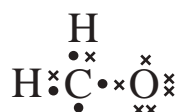
الحل: اكتب تمثيل لويس النقطي للذرات الثلاث C ، H ، O .



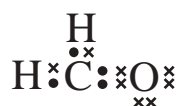
الكربون والأكسجين لديهما إلكترونات منفردة، لذلك صلّهما أولاً:



أضف ذرتي الهيدروجين إلى كل جهة من ذرة الكربون.



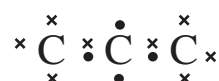
لم تحقّق كل من ذرة الأكسجين وذرة الكربون قاعدة الثمانية، فقم بوضع الإلكترونات المفردة بينهما لتكوّن رابطة تساهمية ثنائية.



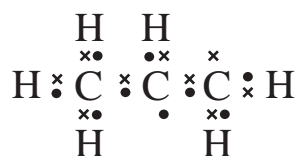
مثال 9

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

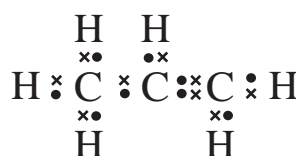
الحل: يمتلك الكربون إلكترونات منفردة أكثر، لذا صلّ ذرات الكربون الثلاث معاً.

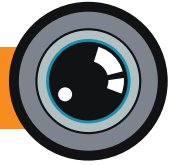


أضف 6 ذرات هيدروجين H ، من خلال إضافة ذرة واحدة إلى ذرة كربون، ثم أضف الذرات الثلاث المتبقية.



ذرة الكربون الأولى حققت قاعدة الثمانية، في حين لم تحقّق ذرتا الكربون الثانية والثالثة تلك القاعدة، فقم بوضع الإلكترونات المفردة التي بينهما لتكوّن رابطة تساهمية ثنائية.





العلوم والعلماء: لينوس بولينج

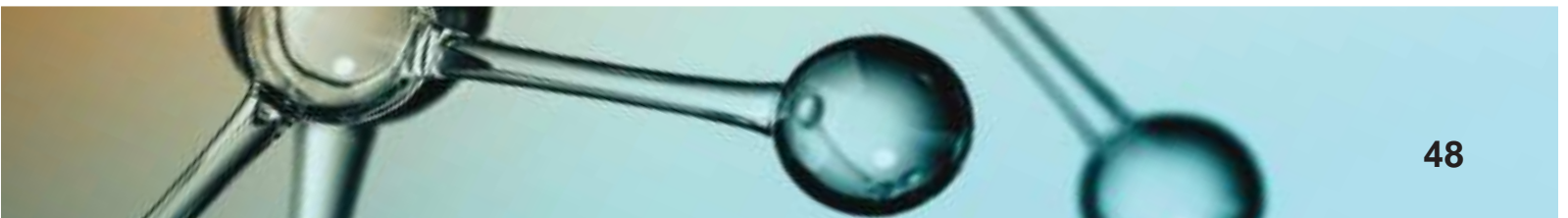
في العام 1869، طوّر ديمتري مندليف (1834 - 1907) أوّل جدول دوريّ حديث، بالاعتماد على تكرار أنماط الخصائص الكيميائية. ومع ذلك، لم يكن يعرف أحد كيف تترابط الذرات. وفي العام 1916، لفت لويس جلبرت (1875 - 1946) إلى أنّ الروابط الكيميائية تتكوّن من أزواج من الإلكترونات، لكنّه لم يستطع تفسير سبب تكوين الروابط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

وكان على الإجابة أن تنتظر خمسة عشر عامًا أخرى حتّى طبّق لينوس بولينج، من معهد كاليفورنيا للتكنولوجيا، النّظرية الجديدة لميكانيكا الكمّ. أوضحت ورقة بولينج عام 1931 بعنوان «طبيعة الرّابطة الكيميائية» كيف أنّ السلوك الكيميائيّ للعناصر يأتي مباشرة من السلوك الكمّي للإلكترونات في الذّرات. وقد حصل بولينج على جائزة نوبل في الكيمياء عام 1954، وعلى جائزة نوبل للسلام عام 1962، وهو الشّخص الوحيد الذي حصل على جائزتي نوبل غير مشتركين، 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، وشقيقته الصغيرتين لوسيل وبولين. وعندما كان يدرس في المدرسة الثانوية، قام بولينج بتفكيك مصنع للصّلب مهجور بهدف استخدامه في التّجارب الكيميائية، كما عمل بما يعادل ثلاثة أيّام في الأسبوع في محلّ بقالة.

في عاميه الأخيرين في الكلّيّة، تعرّف بولينج إلى عمل العالم لويس عن الروابط الكيميائية. عندها قرّر أن يركّز بحثه في كيفية ارتباط الخواصّ الفيزيائية والكيميائية للموادّ بتركيب الذّرات. غادر بولينج الولايات المتّحدة للدراسة بإشراف الفيزيائيّ الألمانيّ أرنولد سومرفيلد في ميونيخ، والفيزيائيّ الدنماركيّ نيلز بور في كوبنهاغن، والفيزيائيّ النمساويّ إروين شرودنغر في زوريخ، وكلّ منهم عالم عظيم وبطل سلام. عام 1946، انضمّ إلى لجنة الطوارئ برئاسة ألبرت أينشتاين لتحذير النّاس من الأخطار المرتبطة بتطوير الأسلحة النووية.



تقويم الدّرس 3-1

1. أيّ من العبارات الآتية تعدّ أفضل وصف للرّابطة التّساهميّة الأحاديّة؟

a. جسر من المادّة يربط ذرتين معًا.

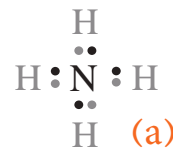
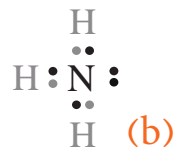
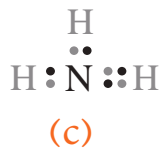
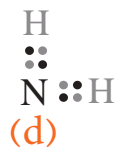
b. زوج من الإلكترونات المشتركة بين ذرتين.

c. قوّة جذب للشّحنة الموجبة بين نوى الذّرات.

d. عندما تتقارب الذّرات بشكل كاف، فإنّ الجاذبيّة تجمعها معًا.

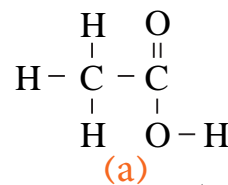
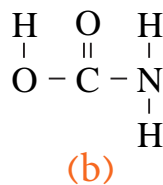
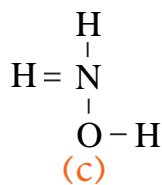
2. ارسم تمثيل لويس النّقْطِيّ لأيّون الألومنيوم Al^{3+} .

3. أحد تمثيلات لويس النّقْطِيّة أدناه يعدّ صحيحًا لمركّب متعادل مكوّن من النّيتروجين والهيدروجين. اختر التّركيب الصّحيح، ثم وضح لماذا تعدّ التّراكيب الثلاثة الأخرى غير صحيحة.



4. صف المقصود بقاعدة الثمانية، مستخدمًا أسلوبك الخاصّ.

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



6. ارسم مخطّطات تمثيل لويس النّقْطِيّ للمركّبات التّالية:



7. ما نوع الرّابطة في الحالات الآتية:

a. ارتباط الهيدروجين (H) مع النّيتروجين (N).

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

c. ارتباط ذرّات البوتاسيوم K بعضها مع بعض.

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

الوحدة 1

مراجعة الوحدة

الدّرس 1-1: التّركيب الذّريّ

- تتكوّن الذّرات من البروتونات **Protons** والنيوترونات **Neutrons** والإلكترونات **Electrons**.
- تكوّن البروتونات والنيوترونات الموجودة داخل النّواة 99.9% من كتلتها.
- تكوّن الإلكترونات سحابة إلكترونيّة كبيرة حول النّواة.
- ترتبط الذّرات معًا بواسطة قوّة جذب إلكتروستاتيكيّة **Electrostatic force**.
- توجد الإلكترونات في المستويات الفرعيّة s, p, d, f التي تمتلك أعداد الكمّ **Quantum numbers** n, ℓ, m, s .
- تمتلك المستويات الفرعيّة s, p, d, f أفلاكًا. فالمستوى الفرعي (p) ، مثلاً، يمتلك الأفلاك p_x, p_y, p_z .
- تكوّن الأفلاك مستويات الطّاقة.

الدّرس 1-2: التّوزيع الإلكترونيّ

- ينص مبدأ الاستبعاد **Exclusion principle** على أن من غير الممكن أن يمتلك أيّ إلكترونين أعداد الكمّ الأربعة نفسها في الذّرة نفسها.
- يصف التّوزيع الإلكترونيّ **Electron configuration** الكيفيّة التي 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 التي قد تكوّنها الذّرة.
- تحدد تمثيلات لويس النّقطيّة **Lewis dot structures** الكتلونات التّكافؤ لعنصر ما .

الدّرس 1-3: الرّوابط الكيميائيّة

- تتكوّن الرّوابط الكيميائيّة **Chemical bonds** عند الحدّ الأدنى من الطّاقة الكهربائيّة 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 أشكال المركّبات الأيونيّة والتّساهميّة.
- تتضمّن الرّابطة التّساهميّة الأحاديّة **Single covalent bond** زوجًا من الإلكترونات موجودًا في هيئة رابطة من نوع سيجما.
- تتضمّن الرّوابط التّساهميّة الثّنائيّة والثلاثيّة **Double and triple covalent bond** المزيد من الإلكترونات الموجودة في هيئة روابط من نوع باي.
- تتضمّن الرّوابط التّساهميّة التّناسقيّة **Dative covalent bond** إلكترونين من الذّرة نفسها.

الدّرس 1-1: التّركيب الذّري

1. اختر من جميع العبارات الآتية ما يعدّ خطأ.
 - a. كتل البروتون والنيوترون والإلكترون هي نفسها تقريباً.
 - b. شحنة البروتون الكهربائيّة تساوي شحنة الإلكترون باستثناء أن إشارتيهما مختلفتان.
 - c. تجمع الرّوابط الأيونية ذرتين معاً، في حين تجمع الرّوابط التّساهميّة ذرات متعدّدة.
 - d. يحدد حجم الذّرة بوساطة الإلكترونات، ولكنّ تحدّد النّواة كتلتها بالكامل تقريباً.
2. أيّ من العبارات الآتية صحيحة؟
 - a. عدد الإلكترونات الكلّي في أي مستوى طاقة هو ثمانية.
 - b. لا يوجد إلكترونان في الذّرة نفسها تكون لهما قيم أعداد الكمّ الأربعة نفسها.
 - c. أعداد الكمّ الأربعة للإلكترون في المستوى الفرعيّ $1s^1$ هي: $(+\frac{1}{2}, 0, 0, 2)$.
 - d. عدد الأفلاك في مستوى الطّاقة الرّئيس (n) يساوي $2n^2$.
3. أيّ ممّا يأتي يعدّ أفضل وصف لمبدأ الاستبعاد؟
 - a. العدد الكلّي للإلكترونات في مستوى طاقة هو ثمانية إلكترونات.
 - b. يتّسع كل مستوى طاقة رئيس (n) لعدد إلكترونات يساوي $2n+2$.
 - c. عدد الإلكترونات في كل فلك فرعيّ (s, p_x, p_y, p_z) هو إلكترونان فقط.
 - d. لا يمكن أن يوجد عنصران لهما عدد الإلكترونات نفسه.
4. أيّ من التّوزيعات الإلكترونيّة الآتية يعدّ ممكناً؟

a. $1s^2 2s^2 2p^8$	c. $1s^2 2s^2 2p^5$
b. $1s^2 2s^4 2p^4$	d. $1s^2 2s^4 2p^6$
5. أيّ من التّوزيعات الإلكترونيّة الآتية يعدّ صحيحاً لذّرة تمتلك تسعة إلكترونات؟

a. $1s^2 2s^2 2p^5$	c. $1s^2 2s^2 2p^6$
b. $1s^3 2s^3 3s^3$	d. $1s^1 2s^2 2p^3 3s^2 3p^1$
6. أيّ من العناصر الآتية يمتلك $2p^5$ بوصفه أعلى مستوى طاقة فرعيّ يحتوي على إلكترونات؟

a. النيتروجين	c. الفلور
b. الأكسجين	d. النيون

7. أي أزواج العناصر لها عدد إلكترونات التكافؤ نفسه، ولذلك لها خصائص كيميائية متشابهة؟
(قد يكون هناك أكثر من واحد.)

- a. البورون والكبريت
b. الجاليوم والألومنيوم
c. الليثيوم والمغنيسيوم
d. النيتروجين والفوسفور

8. أي مما يأتي لا تمثل أعداد الكم الممكنة عندما تكون $n = 3$ ؟

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

b. $(n, l, m, s) = (3, 1, 2, +\frac{1}{2})$

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

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

9. أي زوج من العناصر الآتية يعد الأكثر احتمالاً لتكوين مركب أيوني عندما يتحدان معاً؟

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

10. الرابطة التساهمية التناسقية:

a. تتضمن أربعة إلكترونات.

b. تتضمن إلكترونين من الذرة نفسها.

c. تتضمن زوجاً ثالثاً من الإلكترونات في روابط ثلاثية.

d. تتضمن إلكترونات من نوعين مختلفين من الأفلاك مثل s و p .

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

12. كم عدد الإلكترونات الموجودة في ذرة النيون؟ Ne

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

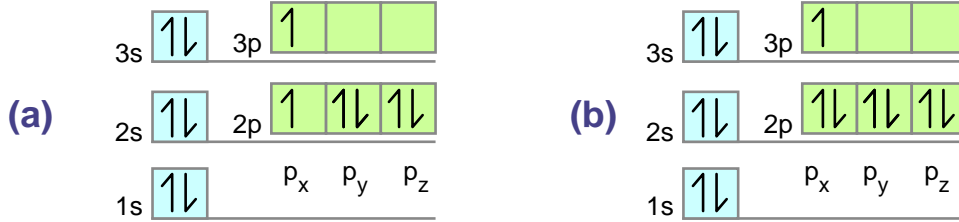
14. اكتب ترتيب ملء الأفلاك بالإلكترونات لمستويات الطاقة الأربعة الأولى.

15. اذكر العلاقة بين تركيب الجدول الدوري ومستويات الطاقة في الذرة.

16. لا تشغل جميع الإلكترونات الموجودة في الذرة أدنى مستوى للطاقة. بين السبب، وشرح كيف يتطور ترتيب الإلكترونات مع ازدياد العدد الذري.

17. اشرح الفرق بين الفلك والمستوى الفرعي وأعطِ مثالاً على ذلك.

18. أي من المخططات أدناه يظهر ذرة في حالة إثارة؟ اشرح لماذا تعتقد أن إجابتك صحيحة.



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

20. هل تتوقع أن تكون لطاقة الفلك (2s) الموجودة في ذرة الليثيوم طاقة الفلك نفسها في ذرة الكربون؟ علّل إجابتك.

21. ابحث في تاريخ اكتشاف تركيب الذرة. أعدّ عرضاً تقديمياً powerpoint يوضح تطوّر الأفكار من العصور القديمة إلى يومنا هذا. ينبغي أن يشتمل العرض على الرسوم البيانية للنماذج المختلفة الرئيسة جنباً إلى جنب مع المعالم المهمة والعلماء والتواريخ.

الدّرس 1-2: التوزيع الإلكتروني

22. ماذا يمثل الرقم 3 في التوزيع الإلكتروني الآتي: $1s^2 2s^2 2p^3$ ؟

23. اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر الآتية:

c. السيليكون Si

a. البوتاسيوم K

d. البروم Br

b. الباريوم Ba

24. استنتج عدد إلكترونات التكافؤ، وتكافؤ كل من العناصر الواردة في السؤال رقم 23.

25. عنصر لديه التوزيع الإلكتروني الآتي في المستوى الاعتيادي $1s^2 2s^2 2p^2$. أجب عمّا يلي:

a. ما العدد الذري لهذا العنصر؟ علّل إجابتك.

b. ما عدد إلكترونات التكافؤ لهذا العنصر؟

c. ما تكافؤ هذا العنصر؟

26. استعن بالجدول الدوريّ، لتحديد اسم ورمز العنصر الذي له التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ؟ علّل إجابتك.

27. اشرح لماذا يكون الصوديوم أيوناً ذا شحنة كهربائية (+1) بينما يكون الكالسيوم أيوناً ذا شحنة كهربائية (+2).

28. لماذا يكون الكلور أيوناً شحنته الكهربائية (-1)؟

29. ما القاسم المشترك بين التوزيعات الإلكترونية للفلزات القلوية الأرضية Ca، Be و Mg؟

30. ما القاسم المشترك بين التوزيعات الإلكترونية للعناصر Ar، Ne، He، و Xe؟ علّل إجابتك.

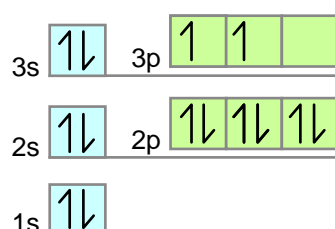
31. سمّ أيونين لهما توزيع إلكترونيّ مماثل للتوزيع الإلكتروني لعنصر الهيليوم He.

32. اكتب التوزيعات الإلكترونية للأيونات الآتية.

a. P^{3-} c. Cl^-

b. S^{2-} d. Al^{3+}

33. اكتب التوزيع الإلكتروني بحسب مبدأ أوفباو لذرة عنصر لديه المخطط الإلكتروني أدناه.



34. فسّر سبب اعتبار التوزيع الإلكتروني الآتي: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1 4p^3$ غير صحيح، ثم اكتب التوزيع الإلكتروني الصحيح لعدد الإلكترونات نفسه.

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

36. اشرح الفرق بين إلكترونات التكافؤ والتكافؤ باستخدام عنصر النيتروجين كمثال.

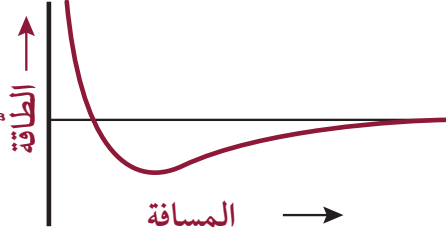
الدّرس 1-3: الرّوابط الكيميائيّة

37. اذكر نصّ قاعدة الثمانية.

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

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

40. توقع الصيغة الكيميائية لمركب يتكوّن باتحاد العنصرين المغنسيوم Mg و البروم Br. علّل إجابتك.



41. يبيّن الرسم البياني طاقة نظام مكوّن من ذرتين. لماذا تكون قيمة الطاقة صفراً عندما تكون الذّرات متباعدة؟ وماذا يحدث للطاقة عندما تتحد الذّرات برابطة كيميائية؟

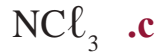
42. بيّن الفرق بين الروابط الأيونية والتساهمية من حيث سلوك الإلكترونات.

43. اشرح بأسلوبك الخاص لماذا لا تكوّن الغازات النبيلة الروابط الكيميائية بشكل طبيعيّ.

44. ما هي العناصر التي تعتقد أنها يمكن أن تكوّن مركباً مع أيون الكربونات ممثلاً لمركب كربونات الكالسيوم، CaCO_3 . علّل إجابتك مستخدماً التوزيع الإلكتروني لكلّ عنصر.

45. استخدم التوزيع الإلكتروني لتحديد العنصر الذي يختلف كيميائياً عن العناصر الأخرى في مجموعة العناصر الآتية: الفوسفور والسيليونيوم والكبريت، والأكسجين.

46. ارسم تمثيل لويس النقطي، المحتمل لكلّ من المركّبات التالية:



47. ارسم تمثيلاً واحداً محتملاً من تمثيلات لويس النقطية، لأيون المتعدّد الذّرات النترات NO_3^- .

48. يشكل الألومنيوم والكلور دايمر - dimer وهو مركّب يتكوّن من وحدات فرعية متطابقة. والوحدة الفرعية هي AlCl_3 وجزيء dimer هو Al_2Cl_6 . ارسم تمثيل لويس النقطي لجزيء Al_2Cl_6 .

مشروع بحثي: مركّبات الغازات النبيلة

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



C1101
C1102

الوحدة 2

الرّوابط الكيميائيّة وتركيّب المادّة

في هذه الوحدة

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

مقدمة الوحدة

هدف العلم هو تقديم تفسيرات لما نلاحظه. أمّا الكيمياء فتبنى فيها الكثير من التفسيرات على تفاعلات غير مرئية تحدث بين الذرات. تفسّر هذه الوحدة سلوكيات متنوعة للمواد من حولنا؛ إذ يُفسّر التوصيل الكهربائي الجيد لعنصر النحاس، وقابلية هذا العنصر للطرق والسحب، في حين نلاحظ أن ملح الطعام الصلب مادة عازلة للتيار الكهربائي، وأنه مادة صلبة بلورية قابلة للكسر وغير قابلة للسحب. تبدأ الوحدة بمفهوم السالبية الكهربائية، حيث يقدم هذا المفهوم التفسيرات لأنواع الرئيسة من الروابط الكيميائية: الأيونية، والتساهمية.

ويوضح الدرس الثاني كيف أنّ للذرات في الجزيئات تركيب إلكتروني مختلف عن تركيبها في الذرات غير المرتبطة. تشرح نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR كيف ينتج التركيب الثلاثي الأبعاد للجزيئات نتيجة التنافر بين الأزواج الإلكترونية المرتبطة أو الأزواج الإلكترونية الحرة.

أمّا الدرس الثالث، فيفسّر القوى الجزيئية البينية التي تربط بين الجزيئات المختلفة في المواد الصلبة والسائلة والغازية. فخصائص الماء التي تحافظ على الحياة هي نتيجة للقوى البينية الجزيئية أيضاً. كما أنّ تكون البلورات، ومرونة الفلزات، والمواد الحديثة مثل أنابيب الكربون النانوية، هي أيضاً نتيجة مباشرة للقوى الجزيئية البينية.

الأنشطة والتجارب

- 1-2 المواد القطبية والأيونية.
- 2-2 الأشكال الهندسية للجزيئات.

الدّرس 1-2

السّالبية الكهربائيّة



الشّكل 1-2 الصدأ

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

تحدث عمليّة الصدأ نتيجة تفاعل الحديد مع الأكسجين حيث تنتقل الإلكترونات من ذرات الحديد إلى ذرات الأكسجين، وبالتالي، فإن أي مسرّع لحركة الإلكترونات، يعمل على تسريع عمليّة الصدأ. يُعدّ الماء المالح موصلاً جيّداً للتيار الكهربائي؛ لأنّ الأيونات الذائبة تشكّل نحو أربعة في المئة من كتلته، وبالتالي، فإن قدرة الماء المالح على توصيل التيار الكهربائي تسمح للإلكترونات بانتقال أسهل؛ ولهذا السّبب تعدّ عمليّة التآكل بسبب الصدأ من أكثر المشكلات التي تعانيها السفن. لقد جرى تطوير العديد من الحلول الكيميائيّة الذكيّة لمنع الصدأ وسواه من مشكلات تآكل الفلزّات. تعتمد إحدى هذه التقنيات على وجود فلز لديه القدرة على فقدان الإلكترونات بسرعة أكبر من الحديد لذلك يتآكل أولاً. وبالتالي، سيحمي الحديد. إن لكلّ من الخارصين والألومنيوم سالبية كهربائيّة أدنى من الحديد، لذلك يفقدان الإلكترونات بسهولة أكبر مقارنة بالحديد. وذلك ما يفسر احتواء هياكل القوارب والأنابيب المعدنية أحياناً، على صفائح من الخارصين لحماية الحديد من التآكل.

المفردات



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

مخرجات التّعلّم

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

سؤال للمناقشة

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

السّالبية الكهربائيّة والجدول الدّوريّ

تصف **السّالبية الكهربائيّة Electronegativity** قدرة كل عنصر على جذب إلكترونات ذرّة عنصر آخر، عند تكوّن الرّابطة الكيميائيّة، وهي عدد يتراوح ما بين الصفر والأربعة تبعاً لمقياس باولنج. فمثلاً لعنصر الفلور السّالبية الكهربائيّة الأعلى، وهي تساوي 3.98.

لذلك يجذب الإلكترونات بقوة كبيرة، ليكوّن أيّونات سالبة. في حين أنّ السّالبية الكهربائيّة لعنصر الليثيوم تساوي 0.98، مما يفسر ميله إلى فقد الإلكترونات، وتكوين أيّونات موجبة.

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

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

السَّالِبِيَّةُ الكَهْرَبَائِيَّةُ للعناصر الـ 54 الأولى																																			
الأدنى														الأعلى																					
1 H 2.20																										2 He									
1a		2a																3a		4a		5a		6a		7a		8a							
3 Li 0.98	4 Be 1.57															5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98	10 Ne														
11 Na 0.93	12 Mg 1.31															13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16	18 Ar														
				3b		4b		5b		6b		7b		8b		8b		8b		1b		2b													
19 K 0.82	20 Ca 1.00	21 Sc 1.36	22 Ti 1.54	23 V 1.63	24 Cr 1.66	25 Mn 1.55	26 Fe 1.83	27 Co 1.88	28 Ni 1.91	29 Cu 1.90	30 Zn 1.65	31 Ga 1.81	32 Ge 2.01	33 As 2.18	34 Se 2.55	35 Br 2.96	36 Kr 3.00																		
37 Rb 0.82	38 Sr 0.95	39 Y 1.22	40 Zr 1.33	41 Nb 1.6	42 Mo 2.16	43 Tc 1.9	44 Ru 2.2	45 Rh 2.28	46 Pd 2.20	47 Ag 1.93	48 Cd 1.69	49 In 1.78	50 Sn 1.96	51 Sb 2.05	52 Te 2.1	53 I 2.66	54 Xe 2.60																		

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

يبين الشكل 2-2 أن الفلزّات القلوية والقلوية الأرضية هي العناصر الأقلّ سالبية كهربائيّة. ولذراتها في المركّبات قوى جذب منخفضة للإلكترونات. في المقابل، تكون ذرات عناصر الأكسجين والنتروجين والهالوجينات ذات سالبية كهربائيّة أعلى، وبالتالي فإنّ ذراتها تجذب الإلكترونات بقوة في المركّبات. تكون قيم السّالبية الكهربائيّة للهالوجينات F، Cl، Br وI عالية، لأنّ ذرات هذه العناصر تحتاج إلى كسب إلكترون واحد فقط ليصبح ترتيبها الإلكترونيّ مماثلاً لترتيب الإلكترونات للغازات النبيلة.

بشكل عامّ، تميل السالبية الكهربائيّة إلى الانخفاض من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة الواحدة. ففي العناصر ذات مستويات الطّاقة الأعلى تكون إلكترونات التكافؤ أكثر بعداً من النواة، وأقلّ انجذاباً إليها، بسبب تأثير حجب الإلكترونات الداخلية في المستويات المكتملة بالإلكترونات. انظر إلى قيم السّالبية الكهربائيّة لعناصر المجموعة 2A المبيّنة في الشكل 2-2.

السّالبية الكهربائيّة والرّوابط التّساهميّة

إنّ الفرق في السّالبية الكهربائيّة بين الذّرات هو الذي يحدّد نوع الرّابطة في ما بينها. فالرّوابط تكون تساهميّة عندما يكون الفرق في السّالبية الكهربائيّة أقلّ من (1.7) (الجدول 1-2). ووفقاً لمصادر مختلفة، فإنّ الرّابطة تكون أقرب إلى الرّابطة الأيونية إذا كانت قيم الفرق في السّالبية الكهربائيّة ضمن هامش يتراوح بين (1.7 و 2.1). مثال على ذلك أن الفرق في السّالبية الكهربائيّة للرّابطة بين اليود واليوتاسيوم في المركب يوديد اليوتاسيوم KI، يساوي 1.84؛ وهذه القيمة في حدود الرّابطة الأيونية.

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

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

تكون قيم الفرق في السّالبية الكهربائيّة في الرّوابط التّساهميّة غير القطبيّة **Non-polar covalent bonds** أقلّ من 0.4. فالرّابطة بين ذّرات الأكسجين في الجزيء O_2 هي رابطة تساهميّة غير قطبيّة، كما هو مبين في الشكل 2-3، والفرق في السّالبية الكهربائيّة بين الكربون والهيدروجين يساوي (0.35)، ما يجعل الرّابطة C-H أيضاً رابطة تساهميّة غير قطبيّة.

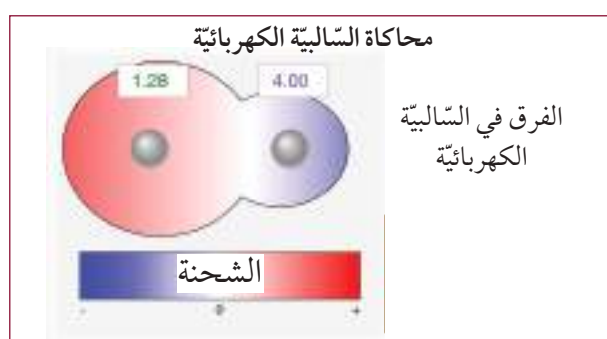
إنّ الفرق في السّالبية الكهربائيّة هو الذي يحدّد إن كانت الرّابطة أيونيّة أو تساهميّة. كما يحدّد الرّابطة التّساهميّة إن كانت قطبيّة أو غير قطبيّة.



الفرق في السّالبية الكهربائيّة في الرّوابط التّساهميّة غير القطبيّة يكون أقلّ من 0.4

O O	C H
3.44 3.44	2.55 2.20
السّالبية الكهربائيّة	الفرق
0.00	0.35

الشكل 2-3 مثالان على روابطة تساهميّة غير قطبيّة.

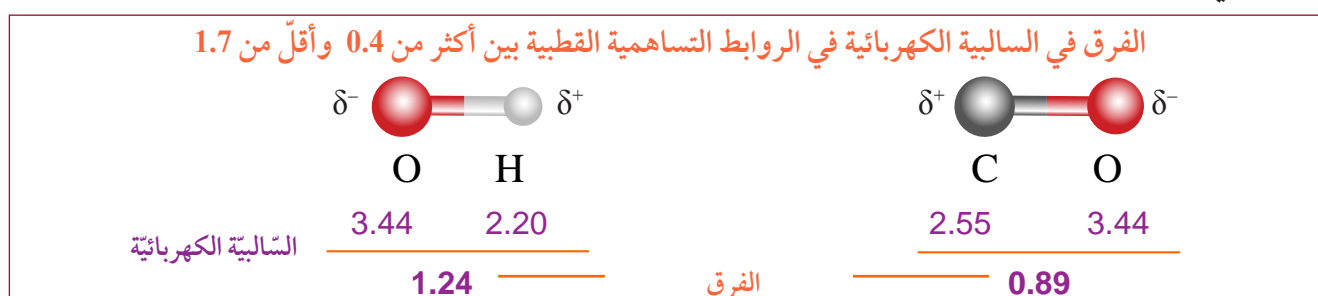


الشكل 4-2 محاكاة تفاعلية للفرق في السّالبية الكهربائيّة بين العنصرين المكوّنين للرّابطة الكيميائيّة.

تستكشف المحاكاة التّفاعليّة في الشكل 4-2 الفرق في السّالبية الكهربائيّة بين الذّرات. ما الذي يحدث لتوزيع الشّحنات عندما يكون هناك فرق كبير في السّالبية الكهربائيّة بالمقارنة مع فرق صغير فيها؟ وكيف تتغيّر القطبيّة وفقاً لتغيّر الفرق في السّالبية الكهربائيّة؟

الرّوابط التّساهميّة القطبيّة والجزيئات القطبيّة

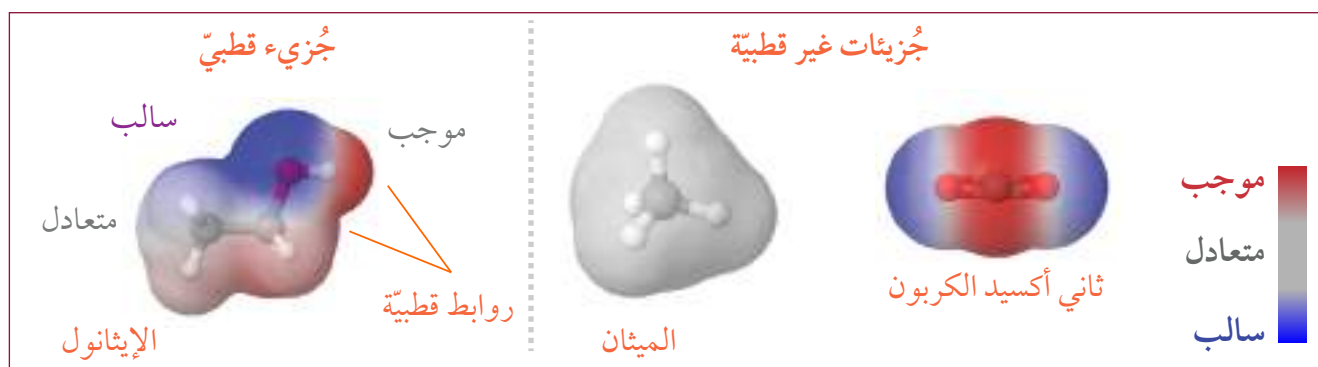
تشكّل العناصر، ذات الفرق في السّالبية الكهربائيّة ما بين (0.4) و (1.7)، **رابطة تساهميّة قطبيّة Polar covalent bond** (الشّكل 2-8). إذ تقضي إلكترونات الرّابطة التّساهميّة القطبيّة وقتاً أكبر بالقرب من الذّرة الأكثر سالبية كهربائيّة. فعلى سبيل المثال، تساوي السّالبية الكهربائيّة لذّرة الكربون (2.55) بالمقارنة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



الشّكل 2-5 مثالان على روابط تساهميّة قطبيّة.

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

تتوزّع الشّحنات على الجزيء القطبيّ بشكل غير متماثل.

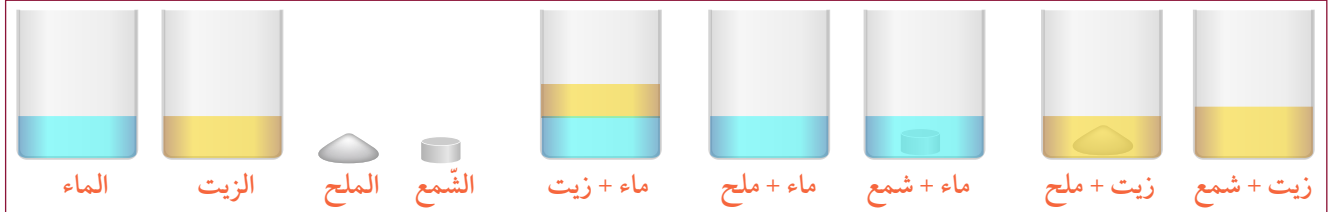


الشّكل 2-6 الإيثانول مثال على جزيء قطبيّ، والميثان، وثاني أكسيد الكربون مثالان على الجزيئات غير القطبيّة.

لكي يكون الجزيء قطبيّاً يجب أن يكون لديه رابطة قطبيّة واحدة على الأقلّ. وتفترض القطبيّة في الجزيء أن يكون توزيع الشّحنة فيها غير متماثل. وقد تكون الرّوابط قطبيّة، ويكون الجزيء غير قطبيّ. فمثلاً، يملك ثاني أكسيد الكربون رابطتي C = O، قطبيتين. ومع ذلك فإنّ نهايتي طرفي الجزيء تحمّلان شحنتين متساويتين، وليس هناك أيّ أفضليّة لنهاية «موجبة» أو نهاية «سالبة». إنّ تماثل الرّابطتين القطبيتين في الجزيء CO₂ يؤدّي إلى إلغاء القوى الإلكتروستاتيكيّة، وتكون محصّلة القوى الكهربائيّة تساوي صفراً؛ وبالتالي يكون الجزيء غير قطبيّ.

ذوبانية المركبات الأيونية و التساهمية

يبين الشكل 2-7 تجربة تستخدم الزيت والماء. إن مزيجاً من الزيت والماء سوف انفصل إلى مكوناته على شكل طبقتين منفصلتين حتى بعد رجّهما بقوة معاً، في حين أن الملح يذوب بسهولة في الماء، ولا يذوب في الزيت، كذلك لا يذوب الشمع في الماء، لكنه يذوب ببطء في الزيت. إن كلا من الماء والزيت مركبين تساهميين، ولكن لكل منهما سلوك مختلف؛ ذلك أن الروابط التساهمية ليست جميعها متماثلة.



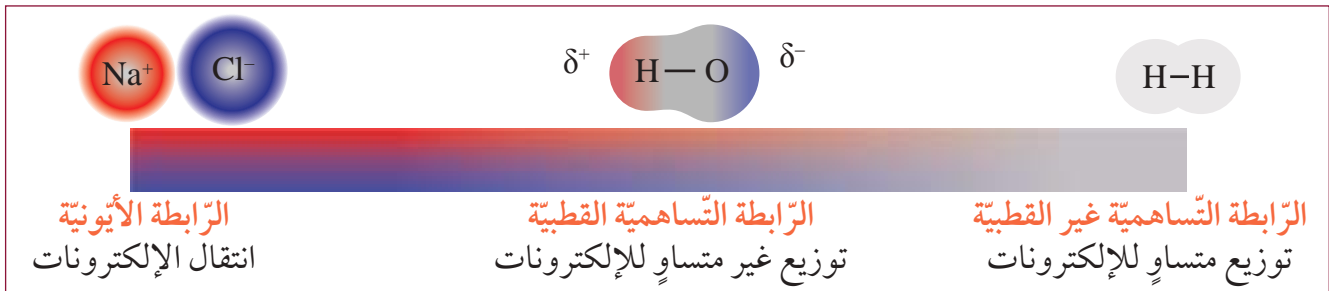
الشكل 2-7 تجربة تُبين الاختلاف في بعض الخصائص الفيزيائية للمركبات التساهمية.

نستنتج من التجربة السابقة أن المركبات التساهمية مختلفة. يرجع هذا الاختلاف إلى توزيع الشحنات داخل الجزيء. **فالجزيء القطبي Polar molecule**، مثل الماء، تتوزع فيه الشحنات بطريقة غير متماثلة، إذ نجد فيه أطرافاً موجبة جزئياً، وأطرافاً أخرى سالبة جزئياً، بينما يتكوّن الزيت من جزيئات غير قطبية. أما المركبات الأيونية، كالمحلول، فتميل إلى الذوبان في المذيبات القطبية مثل الماء، في حين أن المواد غير القطبية، كالشمع، تميل إلى الذوبان في المذيبات غير القطبية، مثل الزيت، ولكنها لا تذوب في الماء.



الشكل 2-8 الفرق بين جزيء قطبي وآخر غير قطبي.





تعلمنا من الوحدة السابقة أن الروابط التساهمية والروابط الأيونية نوعان مختلفان من الروابط. ومع ذلك، فإن الرابطة الكيميائية بين الذرات غالباً لا تكون أيونية أو تساهمية بشكل كامل. فعادة ما يكون للروابط الكيميائية بين العناصر المختلفة قدرٌ من التوزيع غير المتساوي للإلكترونات، وبالتالي، فهي تكون موجودة ما بين الرابطة التساهمية النقية، والرابطة الأيونية النقية. لذلك فإن **الرابطة التساهمية القطبية Polar** **covalent bond** هي رابطة لا تتوزع فيها الإلكترونات المشتركة بالتساوي بين الذرتين المترابطتين.



الشكل 3-9 تدرج الروابط من التساهمية إلى الأيونية.

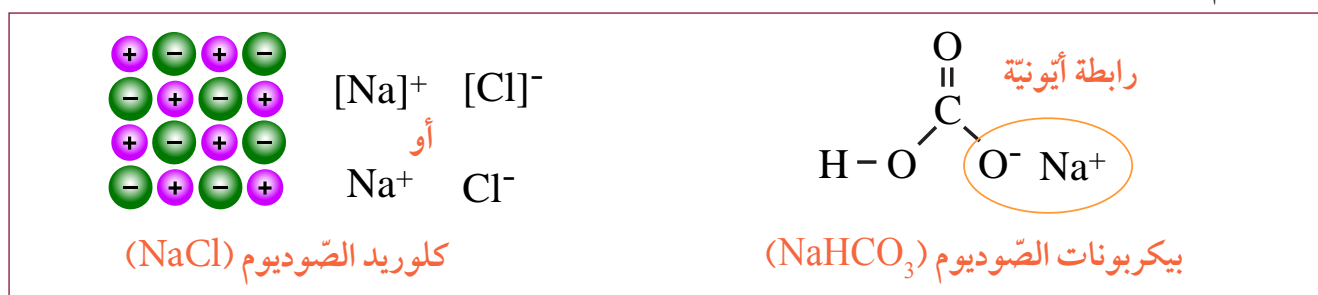
السّالبية الكهربية والروابط الأيونية

لا يمكن الحكم على أي رابطة بأنها أيونية أو تساهمية بشكل مطلق، لأنّ نوع الرابطة المتكوّنة يتوقّف على قوّة جذب الذّرة للإلكترونات، ويمكن تقدير الطّابع الأيونيّ باحتساب فرق السّالبية الكهربية بين العنصرين. تعدّ الروابط أيونية عندما يصبح الفرق في السّالبية الكهربية بين الذّرات أكبر من أو يساوي 1.7؛ أي طابع أيونيّ أعلى من 50%، فالسّالبية الكهربية لعنصر الصّوديوم، مثلاً، تساوي 0.93، والسّالبية الكهربية لعنصر الكلور تساوي 3.16. وعندما يترابط هذان العنصران ليكونا مركّب كلوريد الصّوديوم NaCl، يُعدّ هذا المركّب أيونيّاً؛ لأنّ فرق السّالبية الكهربية بينهما يساوي 2.23، وتكون الرابطة بين Na و Cl أيونية. كذلك فإنّ الفرق في السّالبية الكهربية بين Ca و F يساوي 2.98؛ لذلك يعدّ مركّب فلوريد الكالسيوم CaF_2 (الموجود في الفلسبار) مركّباً أيونيّاً (الشّكل 10-2).

						
	Na ⁺	Cl ⁻		Ca ²⁺	F ⁻	
السّالبية الكهربية	0.93	3.16		1.00	3.98	
	2.23		الفرق في السّالبية الكهربية	2.98		

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

لا تُمثّل الروابط الأيونية عادة بخطوط في المركّبات الأيونية، لأنّها تربط أيونات متعدّدة في ما بينها. وتستخدم علامات + و - للإشارة إلى شحنة كلّ من الأيونات المترابطة (الشّكل 11-2).



الشّكل 11-2 تمثيل الروابط الأيونية في المركّبات الأيونية.

مثال 1

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

الحلّ: السّالبية الكهربية للعناصر S، C، K، Br على التوالي: 2.58، 2.55، 0.82، 2.96 وتكون الذّرة الأكثر سالبية كهربية في كل زوج الذّرة الأكثر جذباً للإلكترونات.

الرابطة بين الكبريت والعناصر	فرق السّالبية الكهربية	نوع الرابطة	الذّرة الأكثر سالبية
C	$2.58 - 2.55 = 0.03$	تساهمية غير قطبية	الكبريت
K	$2.58 - 0.82 = 1.76$	أيونية	الكبريت
Br	$2.96 - 2.58 = 0.38$	تساهمية غير قطبية	البروم

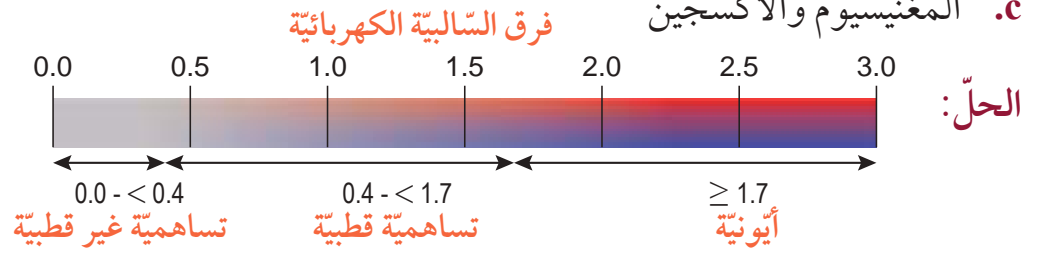
مثال 2

صنّف المركّبات الآتية كمركّبات تساهميّة غير قطبيّة، أو تساهميّة قطبيّة، أو أيونيّة، باستخدام الفرق في قيم السّالبية الكهربائيّة. استخدم قيم السّالبية الكهربائيّة في الشكل 12-2.

a. البوتاسيوم واليود

b. الهيدروجين والبروم

c. المغنيسيوم والأكسجين



الشكل 12-2 القيم السّالبية الكهربائيّة.

a. السّالبية الكهربائيّة لـ $K = 0.82$ ، ولـ $I = 2.66$.

الفرق في السّالبية الكهربائيّة $= 2.66 - 0.82 = 1.84$ ، وبناءً عليه فإنّ الرّابطة في المركّب KI هي رابطة أيونيّة.

b. السّالبية الكهربائيّة لـ $H = 2.20$ ، ولـ $Br = 2.96$.

الفرق في السّالبية الكهربائيّة $= 2.96 - 2.20 = 0.76$ ، وبناءً عليه فإنّ الرّابطة $H - Br$ هي رابطة تساهميّة قطبيّة.

c. السّالبية الكهربائيّة لـ $Mg = 1.31$ ، ولـ $O = 3.44$.

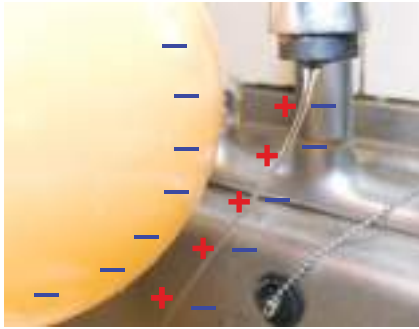
الفرق في السّالبية الكهربائيّة $= 3.44 - 1.31 = 2.13$ ، وبناءً عليه فإنّ الرّابطة في المركّب MgO هي رابطة أيونيّة.



المواد القطبية والأيونية

1-2

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



الجزء 1: ملاحظة المادّة القطبيّة

1. ذلك البالون (أو الساق البلاستيكيّة) بخصلات شعرك. سيؤدّي ذلك إلى انتقال بعض الإلكترونات إلى البالون (أو الساق البلاستيكيّة) فيصبح مشحوناً بشحنة كهربائيّة مؤقتة.
2. قرب البالون (أو الساق البلاستيكيّة) المشحون من خيط رفيع من الماء ينساب من الصنبور.

الشكل 13-2 البالون المشحون.

الجزء 2: ملاحظة المواد الأيونية والتساهميّة

1. أضف 25.0 ml من الماء المقطّر إلى الكؤوس الزجاجيّة الأربع سعة 100 ml. ضع ملصقاً على كلّ كأس وكتب عليه اسم المادّة، كما يأتي: الأوّل «ملح الطعام»، الثاني «سكر المائدة»، الثالث «الخلّ»، الرابع «مسحوق الخبز».
2. أضف الكميّة المناسبة من كلّ من الموادّ السابقة إلى الكؤوس. قم بإذابة كلّ من الموادّ الصلبة، وحرك المحلول بواسطة ساق التحريك. اغسل ساق التحريك بالماء بعد كلّ تحريك.
3. قم بقياس التوصيل الكهربائيّ لكلّ محلول باستخدام المستشعر الكهربائيّ. اغسل أقطاب المستشعر الكهربائيّ بالماء المقطّر بعد كلّ قياس.

الجدول 2-2 بيانات التوصيل الكهربائيّ.

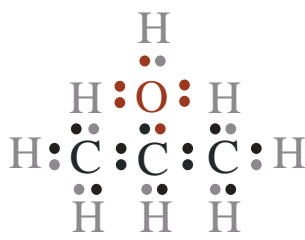
المركّب	الكميّة	الماء	التوصيل الكهربائيّ	التصنيف
الماء المقطّر H_2O		25 mL		
ملح الطعام NaCl	0.2 g	25 mL		
سكر المائدة $C_{12}H_{22}O_{11}$	1.4 g	25 mL		
كحول الإيثانول C_2H_5OH	5 mL	25 mL		
مسحوق الخبز $NaHCO_3$	0.4 g	25 mL		

الأسئلة

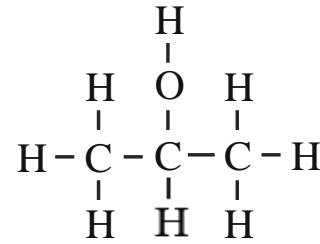
- a. كيف تبيّن حركة تيار الماء من الصنبور قطبيّة الماء؟
- b. توقع، من خلال البيانات، إن كان كلّ من المركّبات أيونيّاً أو تساهميّاً.

تقويم الدرس 1-2

1. ثاني أكسيد الكربون CO_2 ، والميثان CH_4 هما من الغازات الرئيسة المسببة للاحتباس الحراري، الذي يُعدّ من أهم المشكلات البيئية التي يعاني منها العالم أجمع.
 - a. استخدم قيم السالبية الكهربائية الواردة في الشكل 2-5 لتحديد نوع الروابط التي تربط ذرات هذين المركبين.
 - b. استنتج نوع هذين المركبين.
2. تزداد السالبية الكهربائية في مجموعة الهالوجينات من أسفل إلى أعلى. فسّر ذلك.
3. لم يوصل محلول ملح الطعام التيار الكهربائي، بينما لا يوصل محلول سكر المائدة هذا التيار؟
4. توقع شحنة كل أيون موجود في مركب مكوّن من البوتاسيوم والنيتروجين، ثم حدّد الصيغة الكيميائية للمركب الناتج.
5. هل تكون الرابطة C-O ، أكثر قطبية من الرابطة C-F ، أم أقل؟ فسّر إجابتك.
6. ما العنصر الذي يملك السالبية الكهربائية الأعلى في الجدول الدوري للعناصر؟ علّل إجابتك.
7. يبيّن المخطط أدناه التركيب الجزيئي للمركب 2-بروبانول (الإيزوبروبانول)، وهو مركب طبيّ يباع في الصيدليات كمطهر كحوليّ. هل 2-بروبانول مركب قطبيّ أم غير قطبيّ؟ علّل إجابتك.



2-بروبانول



الشكل 2-14 التركيب الجزيئي للمركب 2-بروبانول.

8. فيمَ تختلف الرابطة التساهمية عن الرابطة الأيونية؟ (من حيث العناصر المكوّنة لهما، والتوصيل الكهربائي، وفرق السالبية الكهربائية).
9. توقع نوع الرابطة الموجودة في كل من المركبات الآتية:
 - a. H_2S
 - b. NH_3
 - c. BF_3
10. هل تعتقد أنّ الشمع يذوب في الكحول؟ فسّر إجابتك.
11. توقع خواص الرابطة التي تتكوّن بين الفلور F والروبيديوم Rb .

الدّرس 2-2

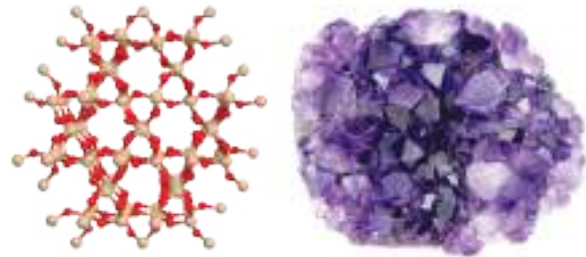
الأشكال الهندسيّة للجزيئات

المفردات



Bond length	طول الرّابطة
Bond angle	زاوية الرّابطة
Electron density	الكثافة الإلكترونيّة
نظرية التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ	
VSEPR	
Sigma bond σ	رابطة سيجما σ
Pi bond π	رابطة باي π
Molecular orbital	الفلك الجزيئي
Resonance structure	التركيب الرنيني

يبلغ حجم الذّرات من الصّغر المتناهي إلى الحدّ الذي يستحيل معه أن نرى تركيبها المجهرية وكيفية ترتيبها في الجزيئات . ومع ذلك، فهناك طريقة مذهلة لإظهار التركيبة الداخليّة لأيّ مركّب، في شكل البلّورة (crystal).



الأمثيست (الجمشت) التركيب الجزيئي
الشكل 14-2 التركيب الجزيئي والبلوري.

الجمشت، مثلاً، حجر كريم أرجواني، وهو نوع من بلّورات الكوارتز المكوّنة من السيليكا (SiO_2). تترتب ذرات جزيئات السيليكا في الجمشت في البلّورة وفقاً لنمط سداسي. عندما تبرد السيليكا المنصهرة ببطء شديد، تترتب الجزيئات نفسها في تركيبة البلّورة خلال انتقالها من الحالة السائلة إلى الحالة الصلبة. والنتيجة هي تكوّن بلّورات تملك خاصيّة سداسيّة الجوانب، نراها في جميع أشكال الكوارتز.



الشكل 15-2 وردة الصحراء (قطر).

أمّا وردة الصّحراء الموجودة في قطر، فهي بلّورة من الجبس. ومع تشكّل البلّورة ونموّها تتنظم حبيبات الرّمّل في مستوى واحد، الأمر الذي يؤدي إلى تشكّل تركيبة «بتلة الورد» الحادة التي نراها.

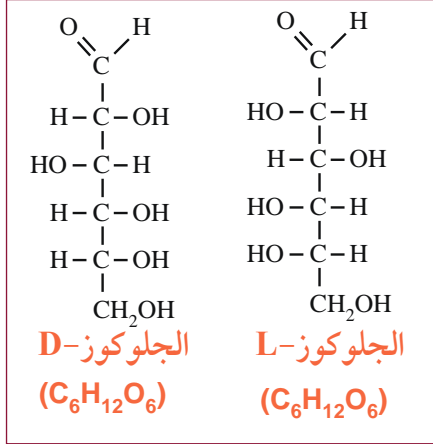
مخرجات التّعلّم

C1101.4 يصف شكل المدارين الفرعيّين s و p والتّهجين النّاشئ منهما في الذّرات مثل ذرّة الكربون، وذرّة الأكسجين. ويربط ذلك بقيم الزوايا بين الروابط

C1101.5 يصف الرّابطة التّساهميّة بدلالة تداخل الأفلاك، وتكوّن روابط سيجما (σ) وباي (π). ويتعرّف أشكال زوايا الرّابطة، وقيمها في كلّ من الإيثان، والإيثين، والبنزين من حيث الرابطين σ و π . ويتعرّف سبب عدم تمرّكز الإلكترونات في البنزين.

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

الأشكال الهندسية للجزيئات



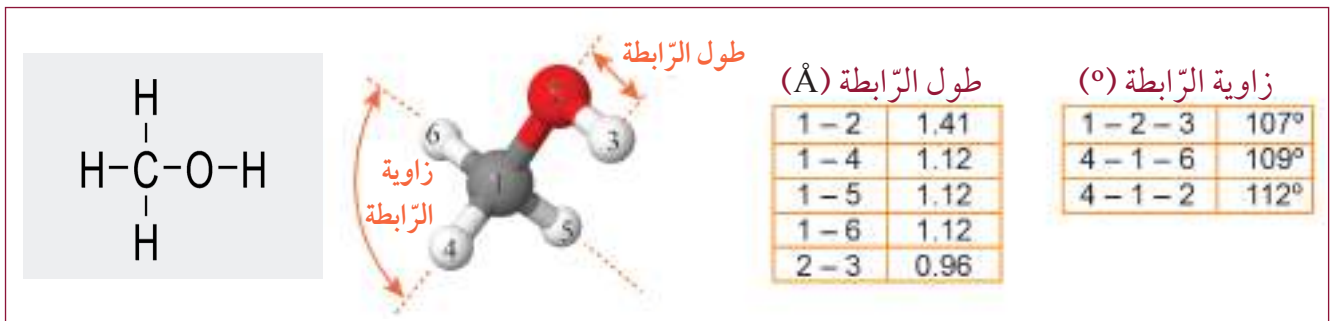
تكون الجزيئات ثلاثية الأبعاد، ويؤثر شكلها تأثيراً كبيراً في خصائص المركبات (الفيزيائية والكيميائية والبيولوجية). ربما سمعت عن «السكر اليساري» (L-sucrose) ذي الطعم الحلو، ولكنه غير قابل للهضم؛ وبالتالي، فهو لا يملك أية سرعات حرارية. يُعزى عدم قدرة الجسم على هضم «السكر اليساري» إلى أن أنزيم، السكراز (sucrase)، يتفاعل فقط مع الشكل الخاص لجزيء «السكر اليميني» (D-sucrose). في المقابل، فإن المستقبلات العصبية تكون حساسة لحلاوة كلا النوعين من الجزيئات D و L. انظر إلى الشكل 17-2 الذي يبين التركيبة الجزيئية لكل من الجلوكوز-L والجلوكوز-D. هل تستطيع أن ترى الاختلاف بينهما؟ إن كيمياء جسمك تستطيع، بالتأكيد، أن تميز بين الاثنين.

الشكل 17-2 يبين التركيبة الجزيئية لكل من الجلوكوز-L والجلوكوز-D.

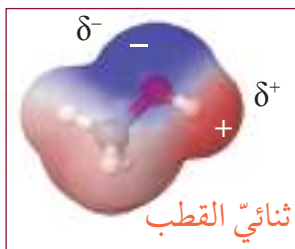
تصف الهندسة الجزيئية زوايا الروابط في الجزيء وأطوالها. يمكن لجزيء الميثانول (كحول الخشب) أن يكون مثلاً جيداً (الشكل 18-2).

نلاحظ أن الصيغة الكيميائية، CH₃OH، لا تبين لك كيف تترابط الذرات، بينما يظهر التمثيل الشائقي الأبعاد كل رابطة في الشكل المسطح. وأخيراً يكون التمثيل الثلاثي الأبعاد الأقرب إلى الواقع بافتراض قدرتنا على «رؤية» جزيء منفرد.

إن **طول الرابطة Bond length** هو المسافة بين مركزي الذرتين المترابطتين، ويجري قياسه بوحدة أنجستروم (Å). إن كل واحد أنجستروم يساوي 10⁻¹⁰ m، وهو ما يقرب من حجم الذرة الواحدة. أما **زاوية الرابطة Bond angle**، فهي الزاوية الناتجة من متوسط المواقع لثلاث ذرات متصلة بواسطة رابطتين، كذرات الكربون والأكسجين والهيدروجين 1 و 2 و 3، كما في الشكل 18-2.



الشكل 18-2 يمثل أطوال الروابط وزواياها.



الشكل 19-2 توزيع الشحنة في جزيء الميثانول.

لاحظ أن ذرات الهيدروجين الثلاث (4 و 5 و 6) وذرة الأكسجين (2) تأخذ شكل رباعي الأوجه حول ذرة الكربون المركزية (1). يُعدُّ رباعي الأوجه واحداً من الأشكال الهندسية الجزيئية الأساس، وهو ينتج من التنافر المتبادل لأزواج الإلكترونات. وعلى غرار الماء، يُعدُّ الميثانول جزيئاً قطبياً بسبب شكله من جهة، وبسبب الرابطتين القطبيتين (C-O) و (O-H) من جهة أخرى، كما في الشكل 19-2. وهذه خاصية شائعة في جميع الكحولات، بسبب مجموعة (O-H).

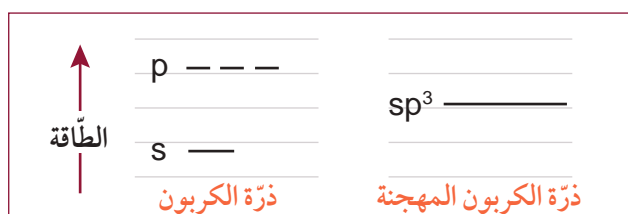
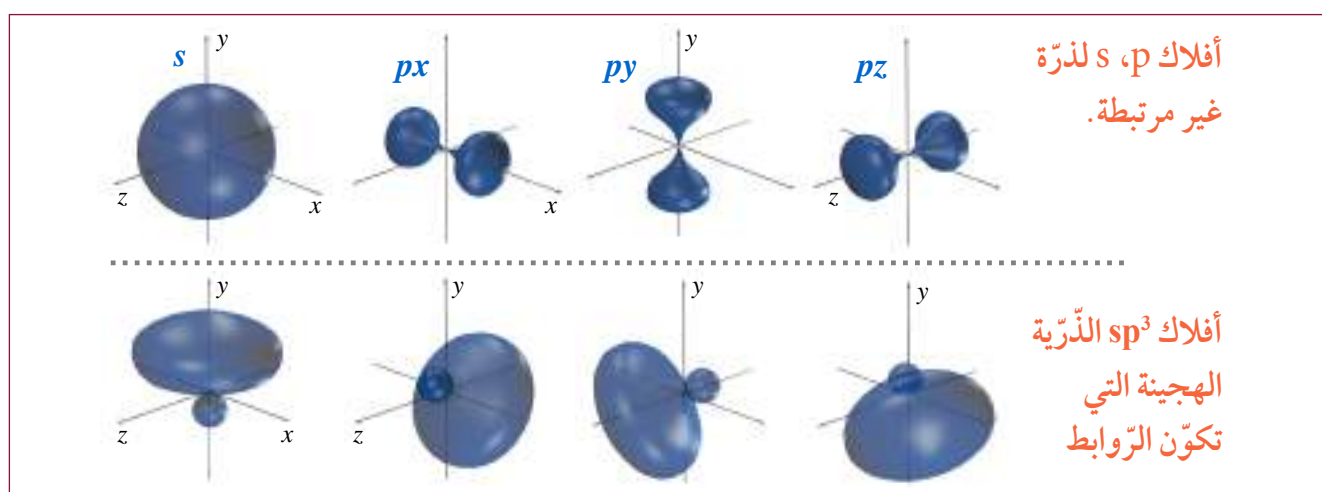
سؤال للمناقشة

هل الأفلاك الذرية هي نفسها الأفلاك الجزيئية؟

الأفلاك الجزيئية و التهجين

عندما تكون الذرات رابطة كيميائية، فإن المجالات التي تشغلها إلكترونات التكافؤ لكلتا الذرتين تتداخل لتكوين الفلك الجزيئي؛ ويصف **الفلك الجزيئي Molecular orbital** موقع الإلكترونات التي تشارك في الرابطة الكيميائية. لكن في ذرة كربون غير مرتبطة، تشغل إلكترونات التكافؤ أفلاكاً ذرية، وهي فلك s كروي الشكل وفلكين من أفلاك p كمثرية الشكل. وما يجب تذكره هو أن لهذه الأفلاك أشكالاً وطاقات مختلفة. ولتفسير كيفية تكوين ذرة الكربون في جزيء الميثان، لأربعة روابط تساهمية متماثلة، لا بد من اندماج الأفلاك الذرية في مستوى الطاقة الأخير لذرة الكربون للحصول على أفلاك متشابهة في الشكل والطاقة.

عندما ترتبط ذرة الكربون بذرات أخرى، يندمج الفلك (s) مع أفلاك (p) في ذرة الكربون، لتكوين أربعة أفلاك مهجنة من النوع sp^3 (الشكل 20-2).



الشكل 21-2 مستوى طاقة الأفلاك s، p في ذرة الكربون مقارنة بطاقة أفلاك sp^3 المهجنة في ذرة الكربون.

الشكل 20-2 أفلاك ذرية عادية وأفلاك ذرية مهجنة.

التهجين Hybridization عملية دمج لأفلاك ذرية تؤدي إلى تشكّل أفلاك مهجنة لها شكل مختلف وطاقة مختلفة، يمكنها أن تتداخل مع أفلاك غير مهجنة أو مهجنة لذرات أخرى، لتشكّل أفلاكاً جزيئية مختلفة في الشكل والطاقة.

تُغيّر الأفلاك المهجنة متوسط المسافة بين إلكترونات التكافؤ وأنوية الذرات، ويصبح مستوى الطاقة لكل فلك هجين sp^3 واقعاً بين مستويات الطاقة للأفلاك s و p في الذرات، كما يبيّن الشكل 21-2. فالأفلاك المهجنة هي أفلاك ذات طاقات متساوية ناتجة عن اندماج اثنين أو أكثر من أفلاك ذرة واحدة. عدد الأفلاك المهجنة الناتجة يساوي عدد الأفلاك الداخلة في عملية التهجين.

التَّهجين sp^3

يبيِّن الشكل 22-2 خطوات تكوين جُزيء الميثان CH_4 . إذ يبيِّن كيفية دمج الفلك s مع الأفلاك p_x, p_y, p_z لتكوين الأفلاك المهجَّنة من نوع sp^3 . العدد الذَّري لذرة الكربون هو 6، والتَّوزيع الإلكتروني لهذه الذَّرة هو $1s^2 2s^2 2p^2$. توجد أربعة إلكترونات تكافؤ في ذرة الكربون، اثنان في الفلك (s) واثنان في الفلك (p). لذلك هي غير متساوية في الطاقة. فكيف يمكن لجزيء الميثان أن يكون أربع روابط تساهميَّة متساوية بالطول والقوَّة؟

الحل من خلال خطوات التَّهجين الآتية:

1. يثار إلكترون من ذرة الكربون في المستوى الاعتيادي من المستوى $2s^2$ إلى المستوى $2p_z$ الفارغ (الشكل 22-2 a).

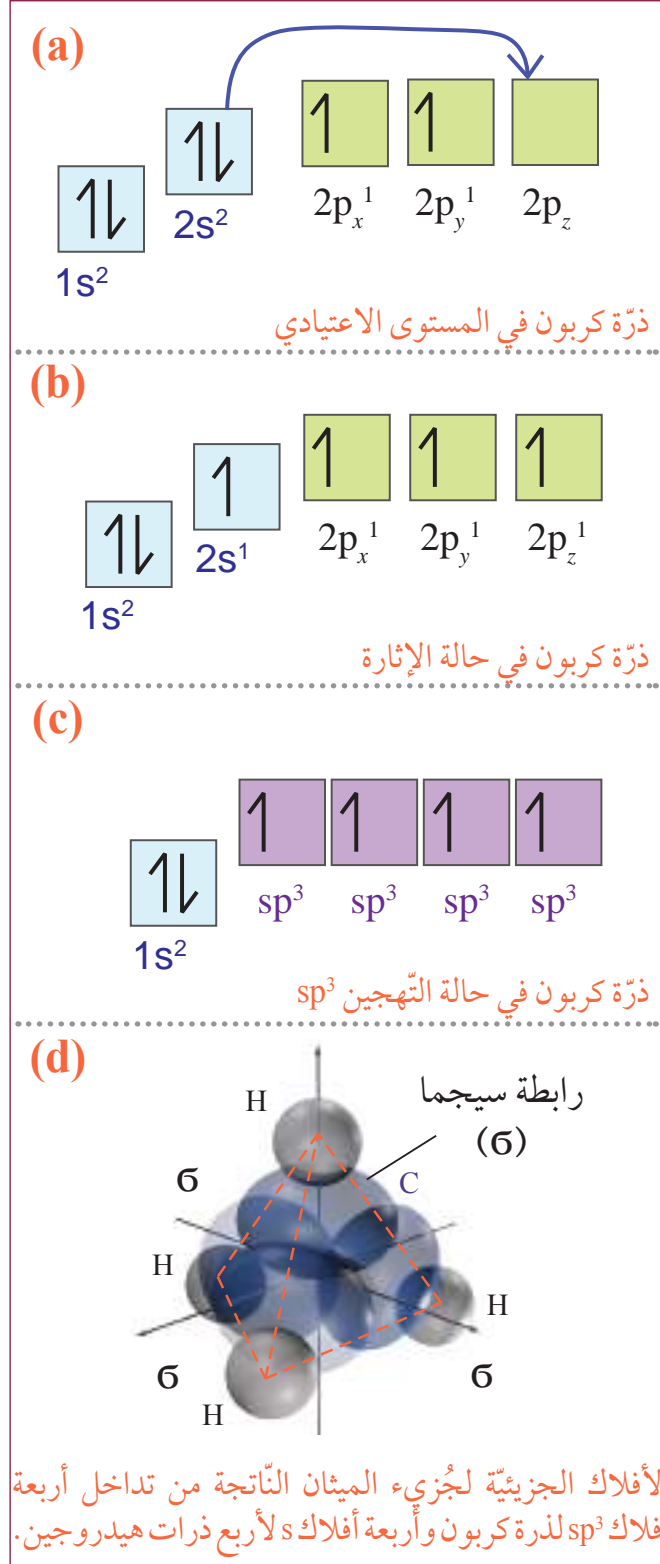
2. الآن هناك أربعة إلكترونات مفردة تستطيع أن تكون أربع روابط، ولكن هذه الأفلاك الذرية غير متساوية في الطاقة (الشكل 22-2 b).

3. يحدث اندماج بين فلك $2s$ مع ثلاثة أفلاك ($2p$) لتكوين أربعة أفلاك مهجَّنة، يُسمَّى كل منها sp^3 (الشكل 22-2 c).

4. تتنافر الأفلاك المهجَّنة بأقصى زاوية تحقِّق لها الاستقرار، حتى تصل إلى زاوية 109.5° وشكل هرمي رباعي الأوجه منتظم.

5. يحدث تداخل بين أربعة أفلاك مهجَّنة sp^3 وأربعة أفلاك ذريَّة $1s^1$ لأربع ذرات هيدروجين بروابط تساهميَّة قويَّة تسمَّى روابط سيجمما (σ) مكوَّنة جزيء الميثان (الشكل 22-2 d).

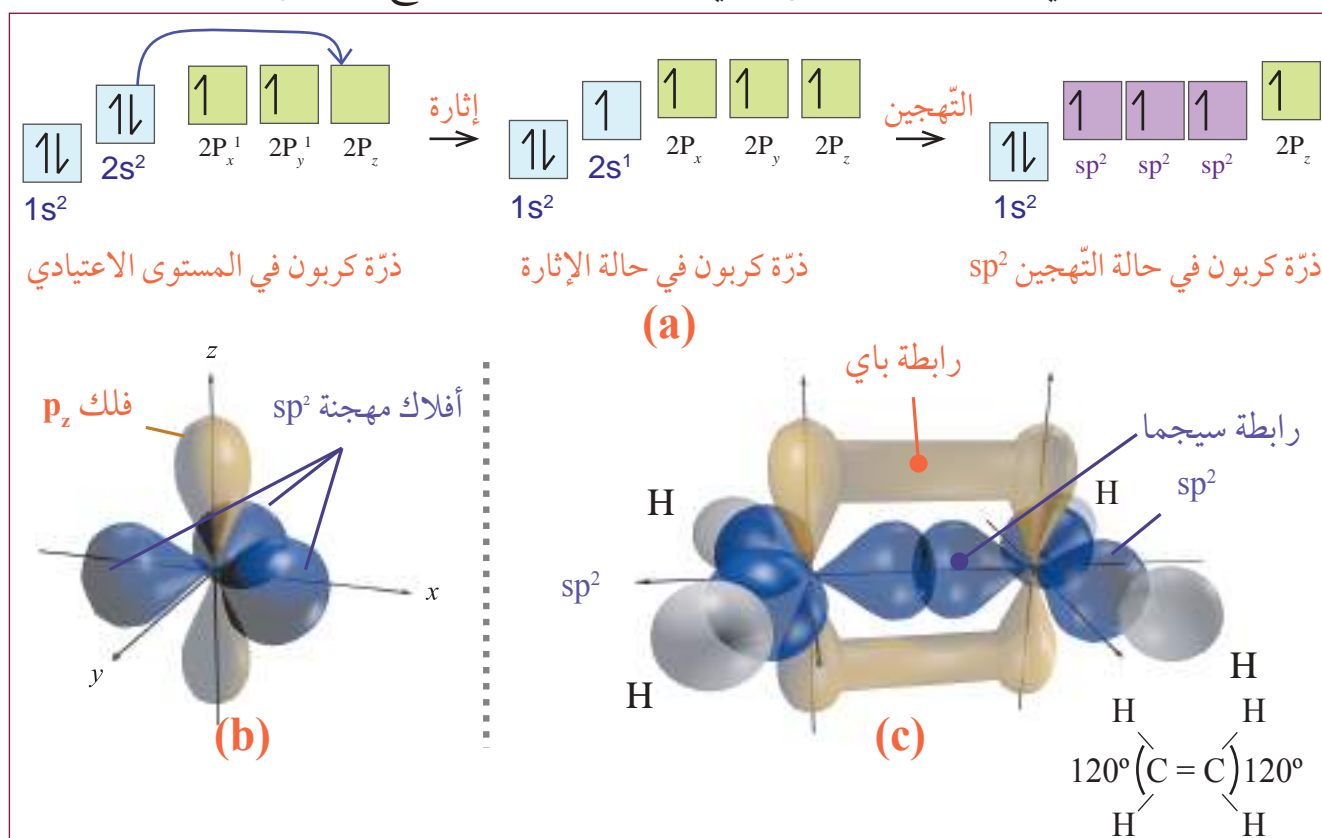
الجزيئات التي لدى ذرَّتها المركزيَّة أربع مناطق كثافة إلكترونيَّة، تكون أربعة أفلاك مهجَّنة من النوع sp^3 . مثال ذلك، ذرة الأكسجين في جزيء الماء H_2O ، وذرة النيتروجين في جزيء الأمونيا NH_3 .



الشكل 22-2 خطوات تكوين جُزيء الميثان.

التَّهجين sp^2

تحدث أنواع أخرى من التَّهجين تؤدي إلى أشكال هندسية متعددة ومختلفة. وكمثال جيد على ذلك، جُزيء الإيثيلين C_2H_4 . حيث توجد رابطة تساهمية ثنائية بين ذرتي الكربون في الإيثيلين. وتكون كل ذرة كربون محاطة بثلاثة مناطق كثافة إلكترونية، تنطوي على جميع إلكترونات التكافؤ الثمانية. إن ذرة الكربون هذه تشكل ثلاثة أفلاك مهجنة من نوع sp^2 ، كما هو مبين في الشكل 2-23a. ينتج هذا التَّهجين من دمج فلك s مع اثنين من أفلاك p، ما يؤدي إلى تشكيل ثلاثة أفلاك sp^2 مهجنة تشكل محاورها زوايا تساوي 120° فيكون شكل جزيء الإيثيلين مثلث مسطح (الشكل 2-23b).



الشكل 2-23 (a) مراحل تكوين أفلاك sp^2 المهجنة.

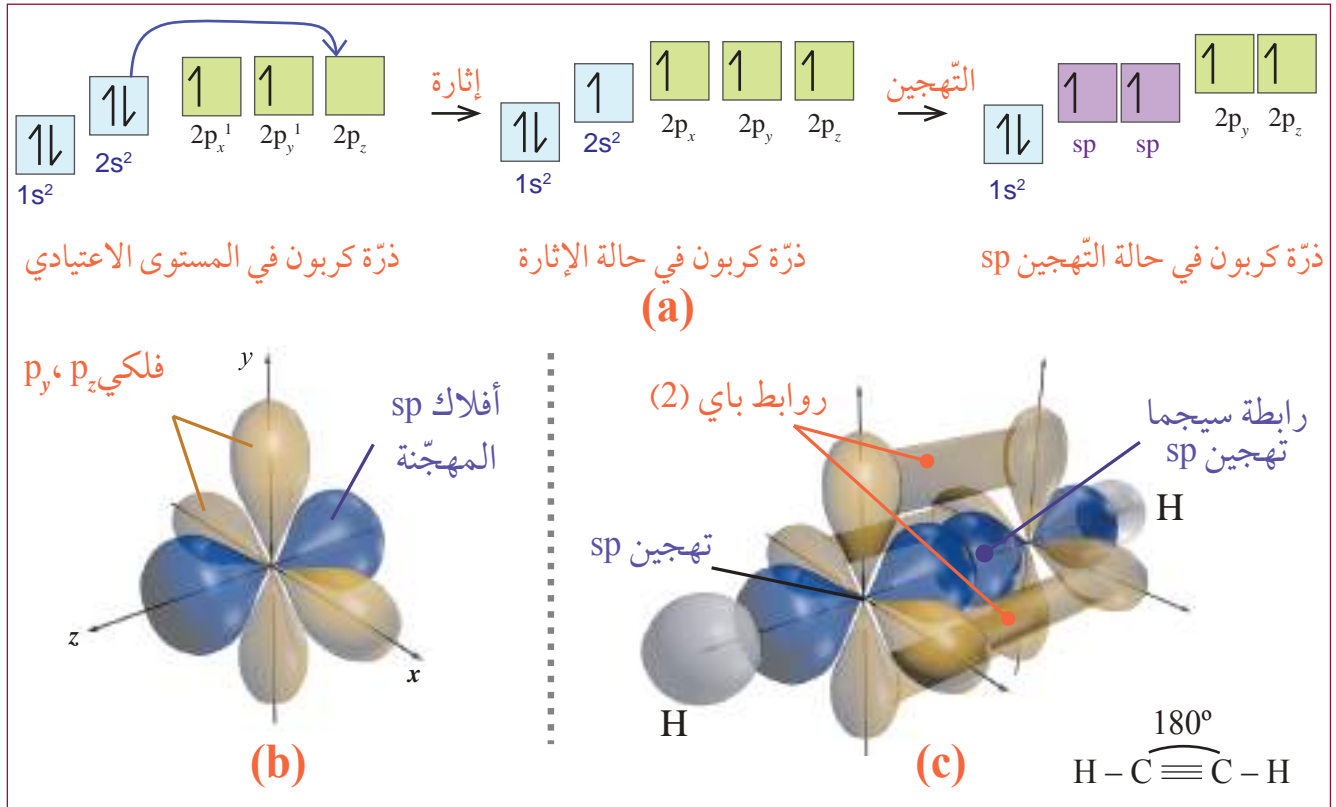
(b) شكل ذرة الكربون المهجنة sp^2 .

(c) ذرتا الكربون في جزيء الإيثيلين تظهران التَّهجين sp^2 ، وكيفية تكوين رابطتي سيجما ورابطة باي.

يمثل أحد أزواج الإلكترونات في الرابطة الثنائية $C = C$ **رابطة سيجما Sigma bond**، وهي ناتجة من التداخل بالرأس بين الأفلاك المهجنة sp^2 لذرتي الكربون المترابطتين. إن رابطة سيجما تجمع بقوة بين إلكترونين على طول المحور القائم بين الذرتين. أما الزوج الثاني من الإلكترونات، فإنه يربط بالجانب فلكي p_z غير المهجنين في **رابطة باي pi-bond** (الشكل 2-23c). إن الرابطة باي أضعف من رابطة سيجما، ومع ذلك، فإن الرابطة باي تمنع ذرات الكربون في الإيثيلين من الدوران حول محور الرابطة المركزي. والسبب في ذلك أن الرابطة باي تجمد الفلكين p_z في الاتجاه نفسه. تتنافر الأفلاك المهجنة بأقصى زاوية تحقق لها استقراراً حتى تصل إلى زاوية 120° بين كل من الروابط C-H. في جزيء الإيثيلين يحدث تداخل بين فلكي sp^2 المهجنين في كل ذرة كربون مع فلكين 1s لذرتي هيدروجين.

التهجين sp

يُظهر جزيء الإيثاين C_2H_2 نوعاً ثالثاً من التهجين، حيث يندمج الفلك s وأحد الأفلاك p؛ فيحدث التهجين sp كما يبيّن الشكل a24-2. أما الشكل b24-2، فيبيّن شكل الفلكين sp المهجنين. ترتبط ذرتا الكربون برابطة تساهمية ثلاثية تتكوّن من رابطة سيجما مركزية ناتجة من تداخل فلك sp من كلّ من الذّرتين، ومن رابطتي باي ناتجتين من تداخل الأفلاك p غير المهجنة في ذرتي الكربون، كما هو مبين في الشكل c24-2. أما الفلك الثاني sp لكل ذرة كربون، فيتداخل مع فلك 1s لكل ذرة هيدروجين؛ فيتشكّل جزيء الإيثاين ذو الشكل الخطّي وزاوية 180° .



الشكل 24-2 (a) مراحل تكوين أفلاك sp المهجنة.

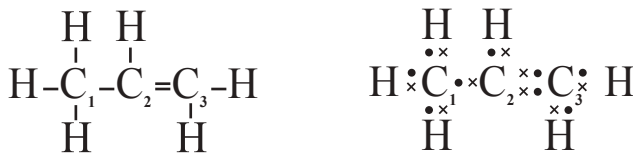
(b) شكل ذرة الكربون المهجنة sp.

(c) ذرتا الكربون في جزيء الإيثاين تظهران التهجين sp، وكيفية تكوين رابطة سيجما ورابطتي باي.

مثال 4

ما نوع التهجين لكل ذرة كربون في الجزيء C_3H_6 ؟

الحل: اكتب تمثيل لويس النقطي للجزيء C_3H_6 .



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

نظرية التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ

سؤال للمناقشة

ما العوامل المؤثرة في أشكال الجزيئات؟

تشكل الروابط الكيميائية مناطق من **الكثافة الإلكترونية** **Electron density**. وتؤدي الشحنة السالبة لكل من هذه المناطق إلى حدوث تنافر بينها. ويظهر الشكل أدناه كيف أن منطقتين من الكثافة الإلكترونية تتنافران ما يؤدي إلى تكوين شكل خطي كما في تهجين sp ، بينما يؤدي التنافر بين ثلاث مناطق إلى تكوين شكل مثلث مسطح كما في تهجين sp^2 . ويؤدي التنافر بين أربع مناطق إلى تكوين شكل رباعي الأوجه منتظم كما في تهجين sp^3 (الشكل 2-25).



الشكل 2-25 تمثيل ثلاثي الأبعاد لمناطق من الكثافة الإلكترونية المتنافرة.

التنافر بين إلكترونات التكافؤ المحيطة بالذرة يجعلها تتباعد إلى أقصى حد.

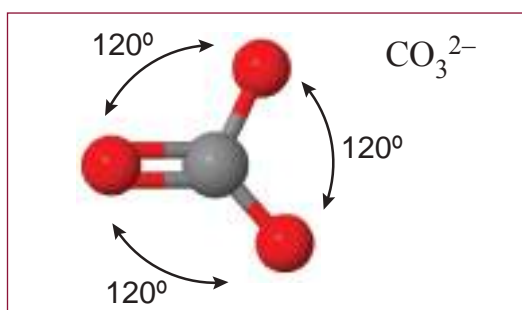


تعرف نظرية تنافر المناطق ذات الكثافة الإلكترونية العالية باسم: **تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ**، وهي تختصر بـ **(VSEPR) Valence Shell Electron Pair Repulsion**.

تفترض نظرية VSEPR النقطتين الرئيسيتين الآتيتين:

1. تميل مناطق الكثافة الإلكترونية إلى التبعاد قدر الإمكان في الفضاء الثلاثي الأبعاد بهدف التقليل من التنافر بين الإلكترونات، والوصول إلى الشكل الأكثر استقرارًا.
2. تتضمن مناطق الكثافة الإلكترونية أزواج إلكترونات التكافؤ غير المشتركة في الروابط الكيميائية، إضافة إلى إلكترونات الروابط الكيميائية.

تتضمن المجالات الإلكترونية إلكترونات التكافؤ المرتبطة و الغير مرتبطة للذرة المركزية.



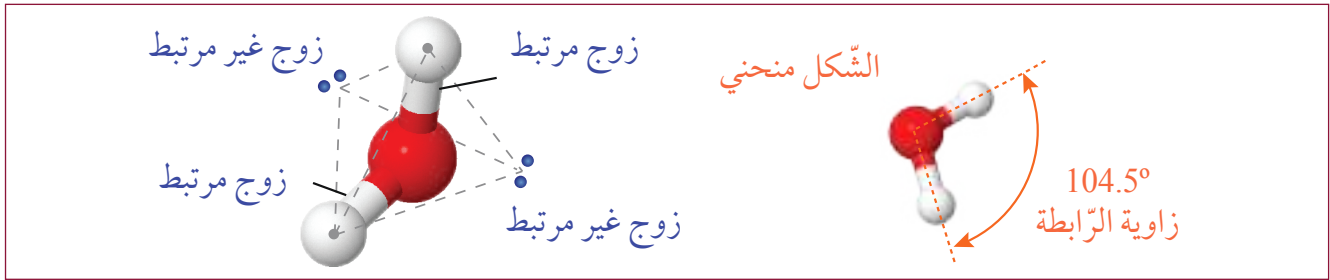
الشكل 2-26 زوايا الروابط في أيون الكربونات.

يمكن تطبيق نظرية VSEPR لتوقع أشكال الجزيئات التساهمية وقيم زوايا الروابط. أما الروابط الأيونية وانتقال الإلكترونات وتركيب المركبات الأيونية، فهي موضوعات سوف تعالج في الدرس التالي. ومع ذلك، يمكن تطبيق نظرية VSEPR على أشكال الأيونات المتعددة الذرات والتي تحتوي على روابط تساهمية بين ذراتها مثال ذلك، شكل أيون الكربونات CO_3^{2-} ، المثلث المسطح الميّن في الشكل 2-26.

الأشكال المنحنية والأشكال الخطية

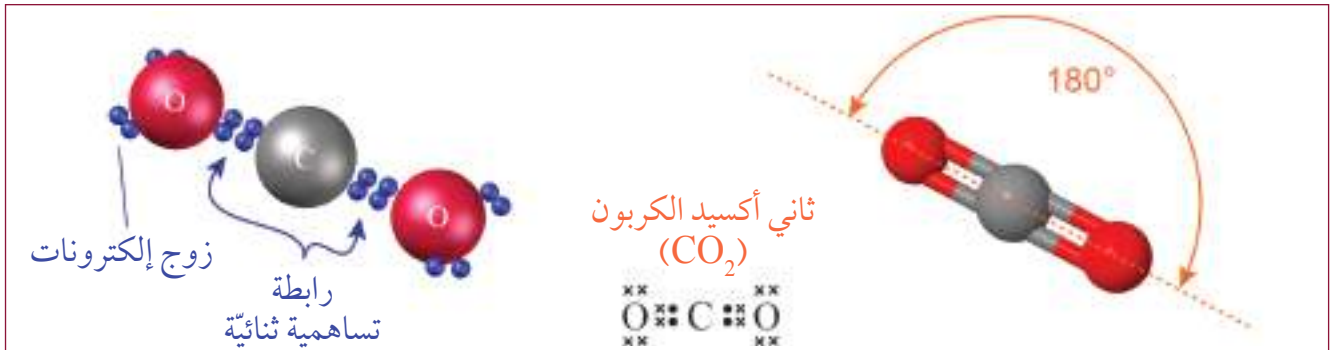
إنّ الزوج الإلكتروني الحر في الذرة المرتبطة هو زوج من إلكترونات التكافؤ، غير مشارك مع ذرة أخرى في رابطة كيميائية. وتمثل الأزواج الحرة بأزواج من النقاط (أو علامات ×) وفقاً لنموذج تمثيل لويس النقطي، وهي تسمى، أيضاً، أزواجاً غير مشاركة أو أزواجاً غير مرتبطة. فالأزواج الحرة هي مناطق من الكثافة الإلكترونية تسهم في تنافر الإلكترونات وفقاً لنظرية VSEPR.

يعتبر جزيء الماء مثلاً جيداً على الجزيئات التي لذراتها المركزية أزواج حرة من الإلكترونات. لذا يكون شكل جزيء الماء منحنيًا بزواوية رابطة تساوي 104.5° . يرجع ذلك إلى وجود زوجين من الإلكترونات الحرة إضافة إلى الزوجين المكونين للرابطين. ويؤدي التنافر العالي للزوجين المنفردين إلى دفع رابطتي O-H نحو الأسفل فيصبح شكل الجزيء منحني (الشكل 2-27). في حين أن وجود أربعة مجالات من الكثافة الإلكترونية تعطي الجزيء الشكل الرباعي الأوجه بحسب ترتيب الأزواج الإلكترونية. وبالتالي فإن لذرة الأكسجين أفلاك sp^3 المهجنة. الملاحظ في الشكل 2-27 أيضاً أن للروابط في الماء زوايا أصغر من 109.5° ، أي أصغر من زوايا الشكل الرباعي المنتظم. ويرجع ذلك إلى أن التنافر بين الأزواج غير المرتبطة أكبر من التنافر بين الأزواج المرتبطة.



الشكل 2-27 الشكل منحني لجزيء الماء والرباعي الأوجه لمجالات الكثافة الإلكترونية الأربعة.

وبحسب نظرية VSEPR تُعتبر كل الروابط الثنائية والثلاثية كأنها روابط أحادية، أي منطقة كثافة إلكترونية واحدة. فعلى سبيل المثال، يحتوي جزيء ثاني أكسيد الكربون على رابطتين ثنائيتين بين ذرة الكربون المركزية، وبين كل من ذرتي الأكسجين. تتنافر هاتان الرابطتان بزواوية 180° ، وتأخذان اتجاهين متعاكسين، وتكوّن ذرتا الأكسجين في الجانبين المتقابلين لذرة الكربون، كذلك لا توجد أزواج إلكترونات حرة عند الذرة المركزية، للتأثير في الشكل الهندسي للجزيء. وبالتالي، فإن جزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2 يكون خطيًا (الشكل 2-28). وهكذا فإن الجزيئات التي تملك منطقتين من الكثافة الإلكترونية يكون شكلها خطيًا.



الشكل 2-28 مجالان من الكثافة الإلكترونية في جزيء ثاني أكسيد الكربون يصنعان شكلاً خطياً بزواوية مقدارها 180° .

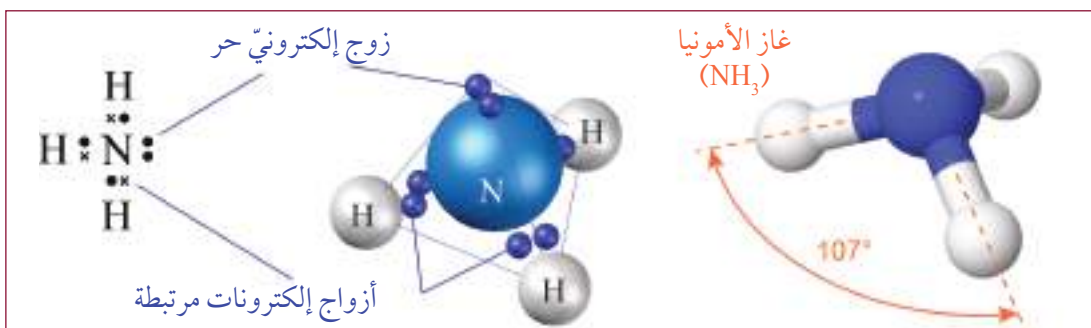
الأشكال الهرمية والمثلثة المسطحة

سؤال للمناقشة

لِمَ يكون شكل NH_3 هرمي ثلاثي، في حين أن BF_3 مثلث مسطح؟

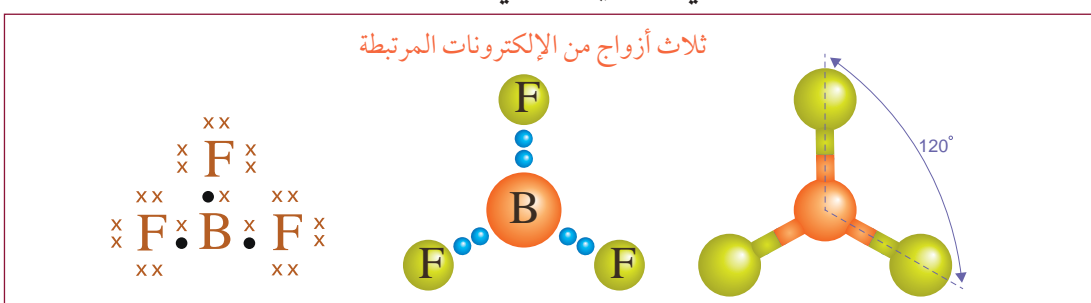
لتحديد شكل الجزيء، نبدأ مع مخطط لويس لتحديد الأزواج الحرة والأزواج المرتبطة. ويعدّ جزيء الأمونيا NH_3 مثالا جيّداً على تنافر الزوج الحرّ مع الأزواج المرتبطة؛ حيث تشكّل ذرّة النيتروجين المركزية ثلاث روابط كيميائية، وتملك زوجاً حرّاً، كما هو مبين في الشكل 2-29. تتنافر الإلكترونات الموجودة في الروابط الثلاث بعيداً من الزوج الحرّ، فينتج من ذلك شكل هرمي ثلاثي مع زاوية تساوي 107° . ويكون تنافر الزوج الحرّ أكبر من التنافر بين الأزواج المرتبطة الثلاثة، ممّا يدفع الروابط N-H إلى زاوية أقلّ قليلاً من زاوية الروابط (109.5°) في شكل رباعيّ الأوجه المنتظم. وهكذا فإنّ الجزيئات، التي تملك ثلاث أزواج إلكترونية مرتبطة وزوجاً حرّاً وحيداً تكون أشكالاً هرمية ثلاثية.

الشكل 2-29
الشكل الهرمي
الثلاثي لجزيء
 NH_3



ليست جميع الجزيئات التي صيغتها الكيميائية الافتراضية AB_3 لها الشكل الهرمي الثلاثي المماثل لذلك في جزيء الأمونيا. فجزيء ثلاثي فلوريد البورون BF_3 يأخذ شكل مثلث مسطح، لأن ذرّة البورون المركزية لا تحتوي على إلكترونات تكافؤ غير مشتركة. في هذا الجزيء تتباعد الروابط B-F الثلاث في اتجاه زوايا مثلث متساوي الأضلاع بزاوية مقدارها 120° بين الروابط الثلاث. يوضح الشكل 2-30 هذا البناء الهندسي لجزيء ثلاثي فلوريد البورون.

الشكل 2-30
الشكل المثلث
المسطح لجزيء
 BF_3



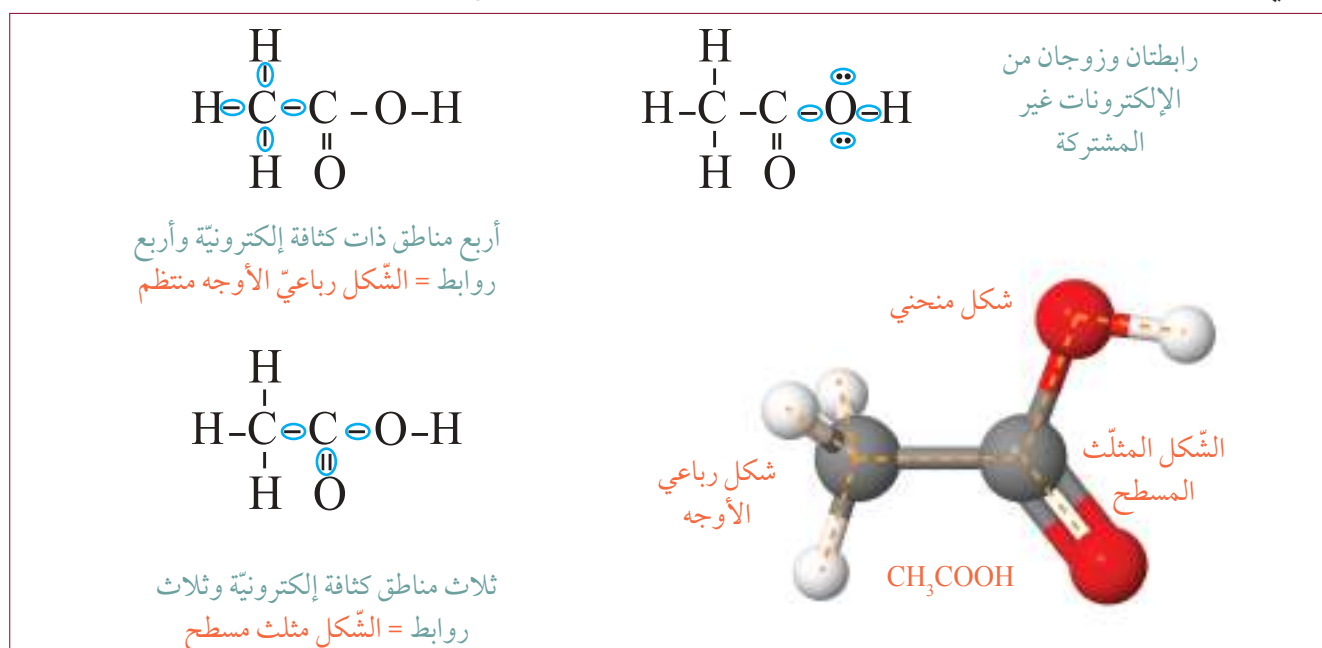
يمكن للروابط الثنائية، أحياناً، أن تؤدي إلى تكون ثلاث مناطق من الكثافة الإلكترونية حول الذرّة المركزية، ويمثّل جزيء الفورمالدهايد، CH_2O في الشكل 2-31 مثلاً جيّداً. وهو أيضاً مثلاً على جزيء مثلث مسطح.

الشكل 2-31
يتكوّن الشكل
المثلث المسطح
من ثلاثة مجالات
من الكثافة
الإلكترونية.



الجزيئات المتعددة الذرات

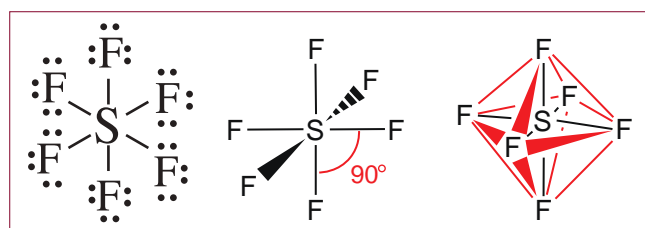
ينطبق مبدأ نظرية التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR على جميع الرّوابط التساهميّة في الجزيء. وتشتمل الجزيئات عادةً على العديد من الأشكال المختلفة، كما هو موضح في الشكل 2-32. ويحتوي حمض الأسيتيك $C_2H_4O_2$ على شكل رباعيّ الأوجه، حيث يرتبط الكربون بثلاث ذرات هيدروجين، وتشكّل الرّوابط حول ذرة الكربون الأخرى الشكل المثلث الهرميّ، لأنّ الرّابطة الشائبة تؤدي الى وجود ثلاث مناطق من الكثافة الإلكترونيّة، بينما تشكّل المجموعة C-O-H شكلاً منحنيًا.



الشكل 2-32 تتبّع أشكال الجزيئات المتعددة الذرات أنماط VSEPR.

سوف تساعدك هذه الخطوات على تعرّف الشكل الهندسي:

1. ابدأ بمخطط تمثيل لويس النقطي.
2. قم بعد أزواج الإلكترونات، وربّتها لتكون متباعدة قدر الإمكان لتقليل تنافر الإلكترونات، ثم حدّد عدد أزواج الإلكترونات الحرة والمرتبطة.
3. حدّد الترتيب الثلاثيّ الأبعاد للذرات، من حيث مشاركة الإلكترونات.
4. حدّد شكلاً هندسياً للجزيء من خلال مواقع الذرات.



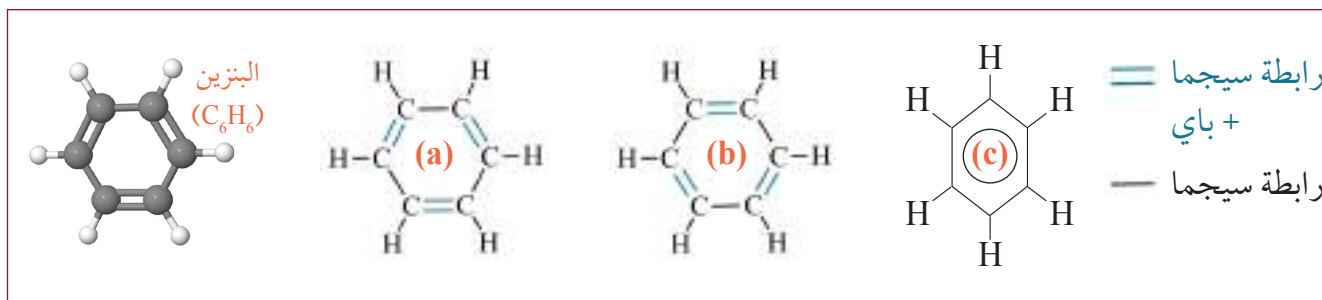
الشكل 2-33 التركيب البنائي لجزيء SF_6 ذو الشكل الهندسيّ ثمانيّ الأوجه وزوايا 90° بين الرّوابط S-F.

ينطبق مبدأ نظرية التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR على بعض الجزيئات التي لا تتبع قاعدة الثمانية؛ ومثالها جزيء سداسي فلوريد الكبريت المبيّن في الشكل 2-33. إذ تتربط ذرة الكبريت المركزيّة مع ست ذرات فلور مشكّلة ست روابط تساهميّة لتكوّن جزيئاً ذا شكل هندسيّ ثمانيّ الأوجه بزوايا 90°.

تركيب الرنين

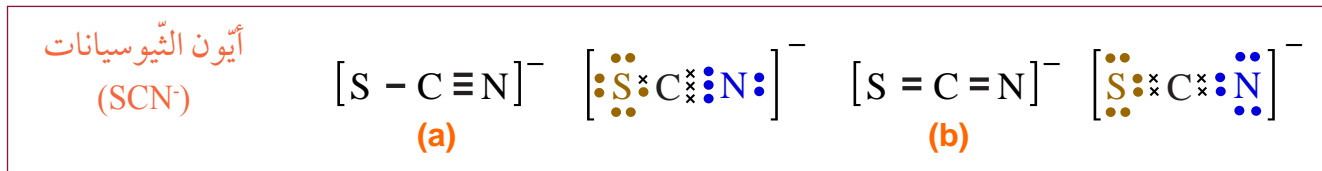
كان معروفًا، في أوائل القرن التاسع عشر، أهمية المركب العضوي البنزين ذو الصيغة الكيميائية C_6H_6 ، لكن شكله البنائي لم يكن معروفًا. وقد اقترح الكيميائي الألماني أوغست كيكولي الهيكل الصحيح عام 1865. البنزين هو حلقة سداسية من ست ذرات كربون وست ذرات هيدروجين كل منها مرتبطة برابطة تساهمية أحادية مع ذرة كربون. ترتبط ذرات الكربون الست داخل الحلقة بروابط أحادية مع ثلاث روابط ثنائية بالتناوب، لذلك يحتوي على إلكترونات غير متمركزة. ويوضح الشكل 34-2 وجود بنيتين صحيحتين (a) و (b) لحلقة البنزين. تركيب الرنين **Resonance** هو بنية جزيئية لها الطاقة نفسها بأشكال متعددة، تحتوي حلقة البنزين على ست إلكترونات تكافؤ غير متمركزة تشكل ثلاث روابط باي (π) متبادلة بين ذرات الكربون. وبالتالي يتشابه البنزين مع الألكينات في وجود رابطة باي (π) وكذلك التهجين لذرات الكربون من النوع sp^2 بزاوية 120° ويختلفان في عدم تمركز روابط باي (π) في البنزين.

وتتداخل أفلاك الإلكترونات في البنزين لتكوّن أفلاكًا تسمح للإلكترونات غير المتمركزة أن تنتشر بشكل متجانس إلى أعلى وأسفل الحلقة، مما يفسّر تمثيل جزيء البنزين، كما هو مبين في الشكل 34-2c.



الشكل 34-2 تراكيب الأشكال الرنينية للبنزين المحتملة مبينة في الشكل (a) والشكل (b).

مثال آخر على تركيب الرنين نلاحظه في شكل أيون الثيوسيانات SCN^- . يبين الشكل 35-2 أن لهذا الأيون رابطة تساهمية أحادية مع رابطة تساهمية ثلاثية أو رابطتين ثنائيتين. كذلك يتراوح شكل أيون SCN^- بين هذين الشكلين الرنينيين، مثله مثل جزيء البنزين، نتيجة عدم تمركز الرابطة باي (π).



الشكل 35-2 التركيب الرنيني لأيون الثيوسيانات SCN^- .

مثال 5

صف جزيء الماء H_2O من خلال نظرية VSEPR محدداً نوع التهجين لذرة الأكسجين.

الحل: الذرة المركزية في جزيء الماء هي الأكسجين. إلكترونات تكافؤ 6: 2 في فلك (s) و 4 في أفلاك (p). اكتب تمثيل لويس لجزيء الماء:



لذرة الأكسجين 4 مناطق كثافة إلكترونية (زوجان من الإلكترونات المرتبطة وزوجان من الإلكترونات الحرة) وأفلاكها المهجنة من نوع sp^3 ، وبحسب نظرية VSEPR الشكل الهندسي منحني بزاوية 104.5° .

مثال 6

توقع الشكل الهندسي لثلاثي كلوريد الألومنيوم $AlCl_3$ بالاستناد إلى نظرية VSEPR.

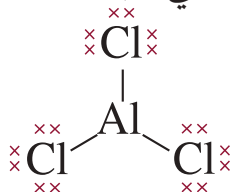
الحل: اكتب تمثيل لويس للنقطة للإلكترونات للعناصر المكونة لهذا الجزيء:



اكتب تركيب لويس للجزيء $AlCl_3$:



الذرة المركزية لديها ثلاث روابط أحادية، أي ثلاث مناطق من الكثافة الإلكترونية. بحسب نظرية VSEPR الشكل الهندسي، فإن لهذا الجزيء شكلاً مثلثاً مسطحاً بزاوية 120° .



مثال 7

توقع الشكل الهندسي لهيدريد البريليوم BeH_2 بالاستناد إلى نظرية VSEPR، محدداً نوع التهجين لذرة البريليوم.

الحل: اكتب تمثيل لويس للنقطة للإلكترونات للعناصر المكونة لهذا الجزيء: $Be \cdot \quad \times H \cdot$

اكتب تمثيل لويس للنقطة للجزيء BeH_2




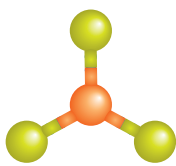



الذرة المركزية لها منطقتان من الكثافة الإلكترونية، وأفلاك البريليوم المهجنة هي من النوع sp بحسب نظرية VSEPR الشكل الهندسي هو خطي بزاوية 180° .



التراكيب والأشكال الهندسية للجزيئات

يبين الجدول 3-2 لمحة عامة عن بعض التراكيب والأشكال الهندسية الجزيئية الأساسية، إضافة إلى تمثيلات لويس النقطية. ويحدد الجدول أيضًا نوع التهجين الذي يحدث بناء على عدد مناطق الكثافة الإلكترونية. لاحظ أن هناك أشكالاً هندسية أخرى ترتبط فيها الذرة المركزية بخمس أو ست أو ثمان روابط.

الجدول 3-2 التراكيب والأشكال الهندسية للجزيئات.

مثال	تمثيلات لويس	مناطق الكثافة الإلكترونية	الذرة المركزية		نوع التهجين المحتمل	الشكل الهندسي	قيمة الزاوية	التراكيب
			أزواج مرتبطة	أزواج غير مرتبطة				
C_2H_2	$H \times C \times C \times H$	2	4	0	sp	خطي	180°	
	$O \times O \times C \times O \times O$							
CO_2								
BF_3	$F \times B \times F \times F$	3	3	0	sp^2	مثلث مسطح	120°	
H_2O	$H \times O \times H$	4	2	2	sp^3	منحني	104.5°	
NH_3	$H \times N \times H \times H$	4	3	1	sp^3	هرمي ثلاثي	107°	
CH_4	$H \times C \times H \times H \times H$	4	4	0	sp^3	رباعي أوجه منتظم	109.5°	

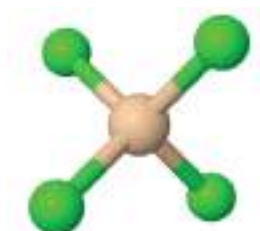
مثال 8

توقع التركيب الجزيئي للمركب رابع كلوريد السيليكون $SiCl_4$

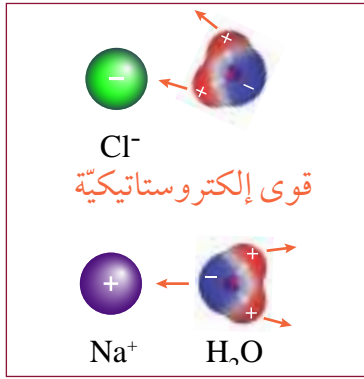
الحل: نرسم التمثيل النقطي للعناصر المكونة لهذا الجزيء $SiCl_4$

اكتب تمثيل لويس النقطي للجزيء $SiCl_4$.

هناك أربع مناطق كثافة إلكترونية عبارة عن أربعة أزواج إلكترونية مرتبطة. هذا يعني أن الشكل الهندسي لجزيء $SiCl_4$ هو رباعي أوجه منتظم.



قطبية الجزيئات

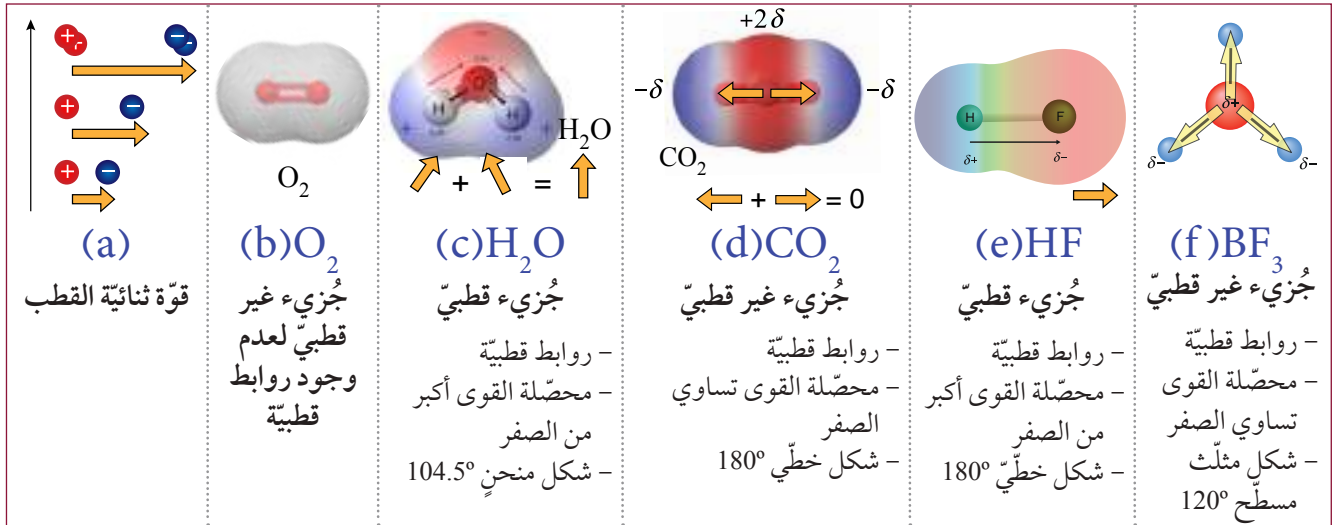


الشكل 10-2 قوى كهروستاتيكية بين Cl⁻، Na⁺ و H₂O.

تخيّل وجود جزيء H₂O قريباً من أيون الصوديوم الموجب وأيون الكلوريد السالب كما هو مبين في الشكل 10-2. فإن جزيء الماء يؤثر بقوة إلكتروستاتيكية شديدة تؤدي إلى جعل النهاية السالبة لجزيء الماء تتجه نحو أيون الصوديوم الموجب. وفي المقابل فإن النهاية الموجبة لجزيء الماء تتجه نحو أيون الكلوريد السالب وهذا ما يفسر سهولة ذوبان ملح كلوريد الصوديوم في الماء.

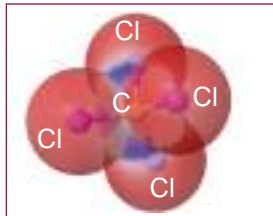
إن جزيء الماء هو ثنائي القطب **Dipole moment**. ويتكوّن ثنائي القطب كنتيجة لوجود شحنة موجبة وأخرى سالبة تفصل بينهما مسافة. تزداد قوة ثنائي القطب مع ازدياد قيمة كل من الشحنة والمسافة (الشكل a11-2). ويكون لثنائيات الأقطاب تأثير كبير في القوى بين الجزيئات. سنرى لاحقاً في هذه الوحدة أن الترابط الهيدروجيني هو تجاذب ثنائي القطب - ثنائي القطب قوي بشكل خاص.

تكوّن كل رابطة O-H قطبية في جزيء الماء شحنة جزئية يرمز إليها بـ δ^+ و δ^- (الشكل c11-2). يُعدّ جزيء الماء ثنائي القطب، لأنه حاصل جمع كلا ثنائي القطب من الرابطين. بينما لا يكون جزيء O₂ ثنائي القطب، لعدم وجود فرق في السالبية الكهربائية بين الذرات، وبالتالي لا تكون هناك شحنات كهربائية جزئية (الشكل b11-2).



الشكل 11-2 أمثلة لجزيئات قطبية وغير قطبية.

تعدّ الرابطان C=O في الجزيء CO₂ رابطتين قطبيتين أيضاً. إلا أن ثنائي القطب هذين يتجهان في اتجاهين متعاكسين. وكلاهما متساويان في القوة، فتكون محصلة القوى في الجزيء كلّ صفراً (الشكل d11.2).



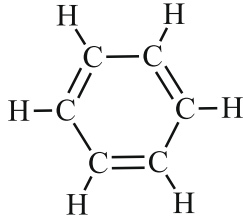
الشكل 12-2 جزيء CCl₄ غير قطبي.

لا تكون الجزيئات ذات الشكل المثلث المسطح، أو الرباعي الأوجه، قطبية، إذا كان للروابط نفس الطول والقوة. على سبيل المثال، يحتوي رباعي كلوريد الكربون (CCl₄) على أربع روابط قطبية C-Cl. ومع ذلك فإن الجزيء ليس ثنائي القطب، لأن جميع هذه الروابط متماثلة فيلغي بعضها بعضاً، كما يظهر في الشكل 12-2.

2-2 الأشكال الهندسيّة للجزيئات

سؤال الاستقصاء	ما الأشكال الهندسيّة التي تمتلكها الجزيئات؟
الموادّ المطلوبة	النماذج الجزيئيّة (نماذج الكرات والعصي).

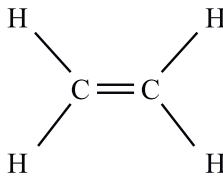
الجزء 1: بناء الجزيئات الشائعة



البنزين
(C₆H₆)

1. كَوْن نموذجًا لجزيء البنزين ذي الصيغة الكيميائية C₆H₆ والشكل الحلقويّ، باستخدام نموذج الكرة والعصا.

2. كَوْن نموذجًا لجزيء الإيثين ذي الصيغة C₂H₄ باستخدام نموذج الكرة والعصا.



إيثين
(C₂H₄)

الأسئلة

- هل جزيء البنزين قطبيّ؟
- هل جزيء الإيثين قطبيّ أم لا؟ حدّد الشكل الهندسيّ لهذا الجزيء مبينًا قيمة زاوية الرابطة ونوع التّجهين.

الجزء 2: استنتاج التراكيب الجزيئيّة

- كم تركيبًا جزيئيًا يمكن بناؤه لمركّب يتكوّن من ذرتي كربون، وخمس ذرات هيدروجين، وذرة نيتروجين، وذرة أكسجين، وصيغته الكيميائية C₂H₅NO؟
- ارسم تمثيل لويس النقطيّ لكلّ تركيب، بحسب قواعد الترابط المعتمدة.

الأسئلة

- ابحث عن أسماء التراكيب التي توصّلت إليها.
- ابحث عن استخدام واحد لكل من التراكيب التي توصّلت إليها.
- ما عدد الأشكال الهندسيّة التي يمكن رسمها؟ هل يوجد بينها شكل هندسيّ رباعيّ أوجه منتظم؟ أو مثلث مسطح؟ وهل وجدت شكلًا هندسيًا منحنيًا أو خطّيًا؟

تقويم الدرس 2-2

1. يستخدم حمض سيانيد الهيدروجين HCN غالباً لأغراض مكافحة الحشرات الزراعية.
 - a. ارسم تمثيل لويس النقطي لهذا الجزيء.
 - b. ما عدد مناطق الكثافة الإلكترونية لهذا الجزيء؟
 - c. صف الشكل المتوقع للجزيء.
2. يحتوي جزيء على أربع مناطق كثافة إلكترونية: اثنان منها تمثل روابط كيميائية. أي من الأشكال الهندسية الآتية صحيح لهذا الجزيء؟
 - a. خطّي
 - b. منحنٍ
 - c. مثلث مسطح
 - d. رباعيّ أوجه منتظم
3. ارسم تركيب لويس لمركب ثاني أكسيد الكربون للإجابة عن الأسئلة الآتية:
 - a. حدد عدد روابط سيجما و باي.
 - b. ما نوع التهجين الذي ينطبق على ذرة الكربون المركزية؟
4. أعط مثالاً واحداً على كيفية اختلاف الأفلاك الجزيئية عن الأفلاك الذرية.
5. صف كيفية تداخل الأفلاك الذرية عند تكوين الرابطة التساهمية الأحادية والرابطة التساهمية الثنائية.
6. صف الشكل الهندسي لجزيء يتكوّن من ذرة مركزية، وثلاث ذرات جانبية مرتبطة مع الذرة المركزية. لهذا الجزيء ثلاث روابط من نوع سيجما، و رابطة واحدة من نوع باي.
7. صف بأسلوبك الخاص مصطلح «التراكيب الرنينية». أعط مثالاً كيميائياً واحداً على الأقل.
8. ارسم تمثيل لويس النقطي، وتوقع شكل الجزيء للمركب ثلاثي كلوريد الفسفور، PCl_3 . هل هذا الجزيء قطبيّ أم غير قطبيّ؟ فسر إجابتك.
9. استخدم نظرية VSEPR لتحديد أشكال الجزيئات الآتية:

BeCl₂ .a

CBr₄ .b

H₂S .c
10. ارسم تمثيل لويس النقطي للجزيء CH_2Cl_2 ، ثم حدّد نوع التهجين لذرة الكربون. استنتج الشكل الهندسي لهذا الجزيء.

الدّرس 2-3

القوى الجزيئية البينية

المفردات



القوى الجزيئية البينية	Intermolecular forces
القوى الجزيئية الداخلية	Intramolecular forces
الرّابطة الهيدروجينية	Hydrogen bonding
قوى لندن التشتتية	London dispersion forces
قوى فان در فال	Van der Waals forces
ثنائي القطب	Dipole
قوى ثنائية القطب-ثنائية القطب	Dipole-dipole force
التساهمية الشبكية	Covalent network
قابلية السحب	Ductile
هش	Brittle
التآصل	Allotropy

إنّ الخاصيّة الأكثر وضوحاً للمادّة هي حالات المادّة الثلاث، سواء الصّلبة، أو السّائلة، أو الغازيّة. وعملياً، يمكن أن تتواجد أي مادة في الحالات الثلاث، ولكن ينبغي أن نأخذ في الحسبان أنّ درجة الحرارة التي تحوّل المادّة من حالة إلى أخرى، تعتمد على شدّة القوى الجزيئية البينية التي تربط الجزيئات أو الأيونات معاً.

مخرجات التّعلّم

C1102.1 يصف القوى بين الجزيئات / قوى جذب فان در فال، مثل قوى التّجاذب الكهربائيّ نتيجة الاستقطاب اللحظيّ في الجزيء، ممّا يؤديّ إلى قطبيّة لحظيّة في جزيء آخر نتيجة تقاربهما (استقطاب مستحثّ). ويشرح تأثيرها في خصائص الموادّ الفيزيائيّة (مثل $\text{CHCl}_3(l)$ ، و $\text{Br}_2(l)$ ، والغازات النبيلة المسالة).

C1102.2 يصف الرّابطة الهيدروجينية كقوى جذب كهربائيّة، باستخدام الأمونيا والماء كأمثلة على جزيئات تحتوي على المجموعة N-H، والمجموعة O-H.

C1102.3 يحدّد أهميّة الرّابطة الهيدروجينية بالنّسبة إلى الخصائص الفيزيائيّة للموادّ، وخاصّة الجليد والماء، والحمض النوويّ (DNA).

C1102.4 يصف، بمصطلحات بسيطة، الاختلافات بين التّراكيب الشبكيّة في الموادّ الصّلبة البلّوريّة، مثل موادّ أيونيّة كما في كلوريد الصّوديوم، أو جزيئيّة بسيطة كما في اليود، أو ذات جزيئات ضخمة أو عملاقة كما في الجرافيت، والألماس، أو أكسيد السيليكون (IV)، أو في رابطة هيدروجينية كما في الجليد، ورابطة فلزيّة كما في النّحاس.

C1102.5 يصف المقصود بالتآصل، على سبيل المثال الفلورين والجرافيت كمتآصلات للكربون، ويربط التّركيب الجزيئيّ بالخصائص الفيزيائيّة.

القوى الجزيئية البينية

سؤال للمناقشة

هل القوى التي تجعل
المواد في حالتها
الصلبة، والسائلة،
والغازية هي نفسها
الروابط الكيميائية؟

كيف نفهم حالات المادة الثلاث على المستوى الجزيئي؟ ما الذي يجعل جسيمات المادة متماسكة معاً في المواد الصلبة والسوائل، بينما لا تكون كذلك في الحالة الغازية؟ يوضح الشكل 2-36 مثالاً على حالات المادة الثلاث، حيث يمكن الوقوف على الجليد، والطفو على سطح الماء والطيران في الهواء. الفرق هنا هو الحالة التي توجد فيها المادة، سواء أكانت صلبة، أم سائلة، أم غازية؛ فللمادة الكيميائية نفسها خصائص فيزيائية مختلفة عند تحولها من حالة إلى أخرى.



صلبة



سائلة



غازية

الشكل 2-36 يمكنك القيام بأمور مختلفة في حالات الماء الثلاث.

القوى الجزيئية البينية Intermolecular forces هي قوى تجاذب تربط بين الجسيمات معاً في المواد، مثل تلك التي بين جزيئات السوائل، أو بين جزيئات المادة الغازية، أو بين ذرات المواد الصلبة. فالجسيمات في المواد الصلبة والسائلة عادة ما تكون أقوى ترابطاً. وهذا هو السبب في أن كثافة الماء السائل والجليد ليست مختلفة كثيراً مقارنة بكثافتها في المرحلة الغازية. انظر الجدول 2-4؛ فالجسيمات في الغاز تكون منتشرة على نطاق واسع، وكثافة الغاز أقل بكثير مما هي عليه في المواد الصلبة أو السائلة.

إن الانتقال بين حالات المادة الثلاث: الصلبة والسائلة والغازية، يعتمد على الاتزان ما بين طاقة الحركة الجزيئية وشدة القوى الجزيئية البينية. يوضح الجدول 2-4 بأنه يلزم 334 J من الطاقة لصهر جرام واحد من الجليد، وتحويله إلى ماء عند درجة حرارة مقدارها 0°C، كما أنه يلزم 2260 J من الطاقة الإضافية لفصل جزيئات جرام واحد من الماء وتحويله إلى غاز (بخار الماء) عند درجة حرارة مقدارها 100°C. فطاقة الحالة السائلة للمادة أكبر من طاقة الحالة الصلبة. لكنها لا تكفي لفصل الجزيئات بشكل كامل. أما طاقة حالة المادة الغازية فأكبر بكثير، حيث تحتاج الحالة الغازية إلى طاقة أعلى لكي يجري التغلب على القوى الجزيئية البينية بشكل كامل.

الجدول 2-4
حالات الماء الثلاث.

	صلبة	سائلة	غازية
الطاقة النسبية (J/g)	0	334	2650
الكثافة (g/cm ³)	0.92	1.00	0.00033

الخصائص الفيزيائية

من المعروف أن أي خاصية فيزيائية تعتمد على فصل جسيمات المادة، تتأثر بشكل مباشر بشدة القوى الجزيئية البينية والروابط بين الذرات، ومن هذه الخواص درجتا الانصهار والغليان، اللتان تعدّان واحداً من المؤشرات على شدة تلك القوى، كما هو موضح في الجدول 2-5. وبذلك فإن المواد التي تمتلك قوى جزيئية بينية قد تكون في الحالة الغازية أو السائلة أو الصلبة عند درجة حرارة الغرفة، مثل غاز الميثان والماء والشمع، والمواد التي تمتلك روابط قوية فهي في الحالة الصلبة عند درجة حرارة الغرفة مثل الملح والحديد.

الجدول 2-5 درجات الانصهار والغليان لبعض المواد الشائعة.

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

وهناك العديد من الخصائص الأخرى التي تحددها القوى الجزيئية البينية، انظر الشكل 2-37.

1. القساوة hardness: القوة اللازمة لخدش سطح المواد.
2. قابلية السحب ductility: القدرة على التمدد بالطرق.
3. الهشاشة brittleness: الميل إلى الكسر قبل الانحناء.
4. قوة الشد tensile strength: هي القوة القصوى الممكن أن تحملها مادة أثناء الشد قبل أن تنكسر.
5. اللزوجة viscosity: مقياس مقاومة السائل للتدفق والانسحاب.
6. التوتر السطحي surface tension: ظاهرة فيزيائية تحدث نتيجة وجود قوة تماسك بين جزيئات المادة السائلة.

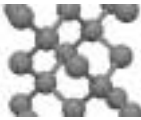

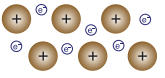
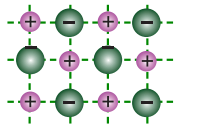
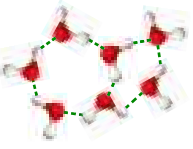

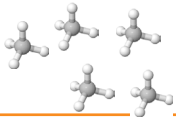


الشكل 2-37 خصائص المواد.

أنواع القوى الجزيئية

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 الجزيئية البينية الأضعف، **قوى فان در فال Van Der Waals forces**، وقد سميت بهذا الاسم نسبة إلى العالم الهولندي يوهانس ديدريك فان در فال الذي عرّف هذه القوى عام 1873م. وهي قوى ضعيفة وذات مدى تجاذب كهربائي قصير بين الجسيمات المتعادلة؛ بسبب تأثير القوى الثنائية القطب الدائمة أو المؤقتة. يوضح الجدول 2-6 أنواع القوى المختلفة .

الجدول 2-6 القوى المؤثرة الموجودة بين جسيمات المواد الكبيرة والضعمة.

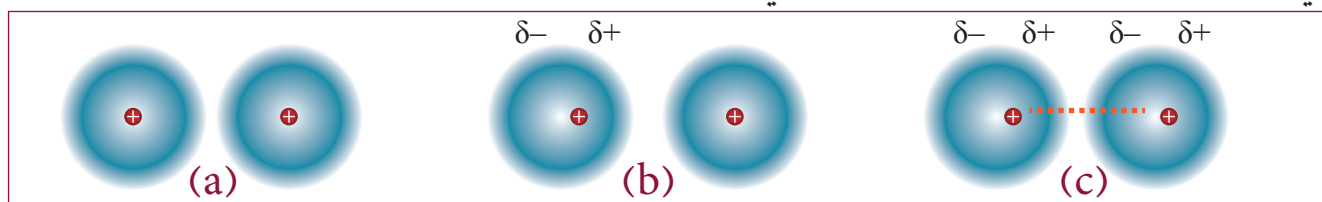
التصنيف	أمثلة	الأشكال	القوى أو الروابط المؤثرة	قوة
روابط تساهمية	الألماس الزجاج		قوى جزيئية داخلية الروابط الكيميائية	قوية 
روابط فلزية	الفلزات الحديد، الفضة			
روابط أيونية	الأملاح المعدنية كلوريد الصوديوم			
روابط هيدروجينية (القوى بين الجزيئات القطبية)	الماء الكحول الطبي		قوى جزيئية بينية قوى فان در فال	ضعيفة 
قوى ثنائية القطب (القوى بين الجزيئات القطبية)	كلوريد الهيدروجين			
قوى لندن التشتتية (القوى بين الجزيئات غير القطبية)	الزيوت والشموع غاز هيليوم			

يبين الجدول أعلاه أن قوى فان در فال تقسم إلى فئتين رئيسيتين:

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

أنواع القوى الجزيئية البينية: ١ - قوى لندن التشتتية

عند درجة حرارة مقدارها -269°C يتكاثف غاز الهيليوم إلى سائل، حيث تعدّ درجة الحرارة هذه باردة للغاية، وتمتلك عندها الجزيئات طاقة حرارية قليلة جداً. ومع ذلك، يجب أن تبقى هنالك قوة تؤدّي إلى تجاذب ذرات الهيليوم المتعادلة، وإلا لن تتحوّل إلى سائل. وقد سمّيت هذه القوة الضعيفة قوى لندن التشتتية بعد أن اكتشفها الفيزيائي الألماني فريتز فولفغانغ لندن عام 1930م. **قوى لندن التشتتية** **London dispersion forces** هي قوة جذب ضعيفة تنشأ بسبب تكوّن ثنائيات قطب لحظية بحيث تنجذب الذرات إلى بعضها عندما تكون قريبة جداً من بعضها، كذلك تنتج عن اختلافات صغيرة مؤقتة في اتّحاد السحابة الإلكترونية الموجودة في الجزيئات غير القطبية المجاورة.



الشكل 2-38 تكوّن قوى جذب ثنائية قطب لحظية.

يبين الشكل 2-38 تكوّن قوى ثنائية قطب لحظية كالاتي:

a. ذرتان متعادلتان متقاربتان جداً.

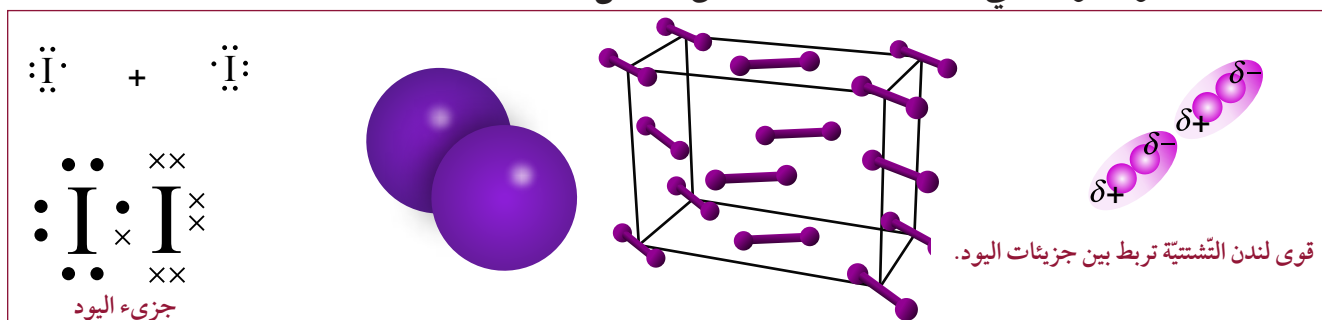
b. حركة الإلكترونات العشوائية حول النواة تُنشئ «ثنائي قطب لحظي» في إحدى الذرتين. وبذلك قد يصبح توزيع هذه الإلكترونات في أي لحظة غير متساوٍ.

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

توجد قوى لندن التشتتية بين جميع الذرات والجزيئات بلا استثناء، لكنها القوة البينية الوحيدة التي توجد بين ذرات الغازات النبيلة، كذلك الجزيئات غير القطبية، والجزيئات ذات القطبية الضعيفة جداً.

العوامل المؤثرة على قوى لندن التشتتية

1- الكتلة الجزيئية : يفسر وجود قوى لندن التشتتية الضعيفة درجات الغليان المنخفضة للغازات النبيلة والمركّبات غير القطبية. تتأثر قوى لندن التشتتية بزيادة عدد الإلكترونات. لذلك تزداد بازدياد الكتلة الجزيئية. وهكذا نجد أن هذه القوة تزداد بالاتّجاه إلى أسفل مجموعة الهالوجينات $\text{I}_2 - \text{Br}_2 - \text{Cl}_2 - \text{F}_2$ وبالتالي تزداد درجة الغليان. وهذا هو سبب وجود الكلور والفلور في الحالة الغازية والبروم في الحالة السائلة. أما اليود فيوجد في الحالة الصلبة كما يبيّن الشكل 2-39.



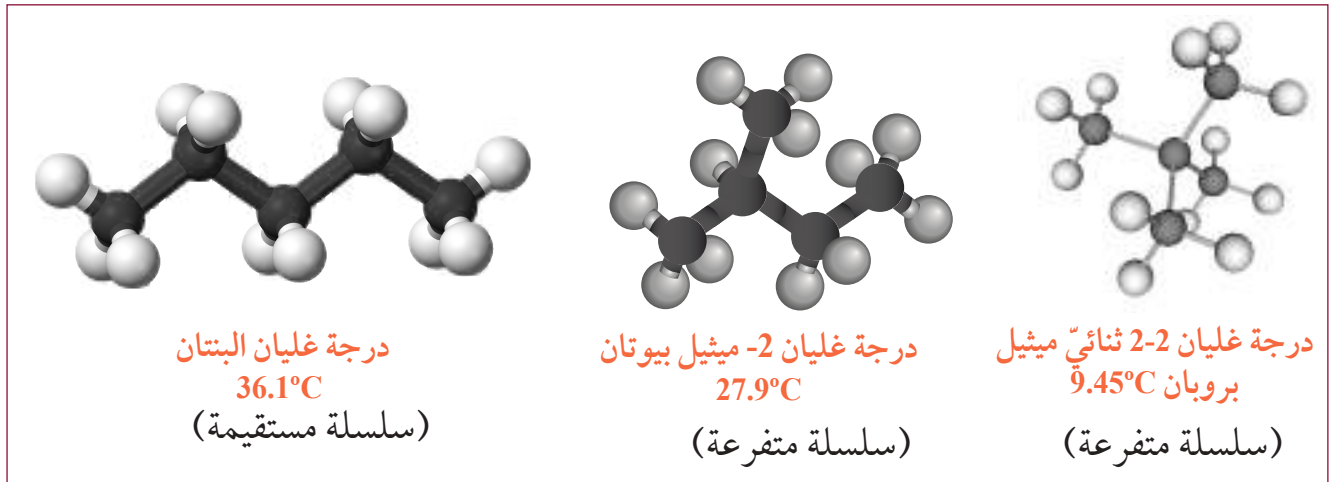
الشكل 2-39 الروابط في جزيء اليود.

ونلاحظ أنّه بزيادة عدد ذرات الكربون في المركّبات الهيدروكربونية، تزداد قوى لندن التّشّتيّة، إذ من السّهل ملاحظة ذلك من خلال ازدياد درجة الغليان للمركّبات الهيدروكربونيّة الصّغيرة، ذات السلسلة المستقيمة. انظر الشّكل 2-40. فهيدروكربون البيوتان، ذو الصّيغة الكيميائيّة C_4H_{10} ، هو غاز عند درجة حرارة الغرفة. ولكن من السّهل تحويله إلى سائل عند تبريده إلى درجة حرارة أقلّ من $-1^\circ C$. وأمّا هيدروكربون الأوكتان ذو الصّيغة الكيميائيّة C_8H_{18} ، والمكوّن الرّئيس للجازولين، فيبقى سائلاً على نطاق واسع من درجات الحرارة.



الشّكل 2-40 درجات الغليان لمركّبات هيدروكربونيّة في هيئة سلاسل مستقيمة.

2- زيادة التفرّع في المركّبات الهيدروكربونية: بزيادة التفرّعات تنخفض درجة الغليان، لأن تفرّع المركّب نفسه، يقلّل من مساحة السّطح (شكل الجزيء الفراغي) ويزيد التباعد بين الجزيئات، فتقلّ قوى لندن التّشّتيّة، مثال ذلك درجة غليان البنتان C_5H_{12} $36.1^\circ C$ ، في حين أن درجة غليان 2-ميثيل البيوتان هي $27.9^\circ C$ ودرجة غليان 2-2-ثنائي ميثيل البروبان هي $9.45^\circ C$. كما يبيّن الشّكل 2-41.



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

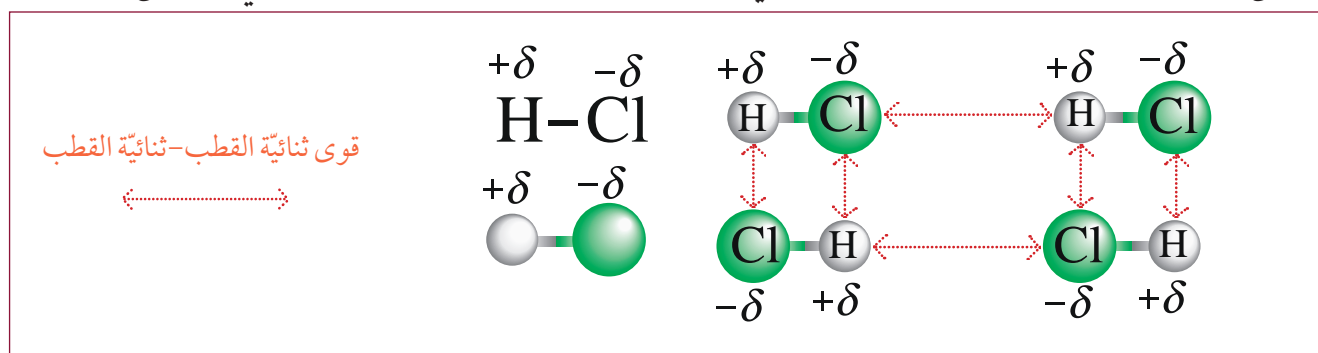
تختفي القوى الثنائيّة القطب اللّحظيّة، وتعيد تكوين نفسها تريليونات المرّات كلّ ثانية، وتُنشئ قوّة جذب ضعيفة بين الذّرات والجزيئات جميعها. فقوى لندن التّشّتيّة تعدّ السّبب في إمكانيّة تسيل الغاز الطّبيعيّ المنتج في دولة قطر. وتفسّر أيضًا سبب تدفق الزيوت بشكل كثيف، وسبب تحوّل الزّبدة إلى مادة صلبة عند تبريدها.

تتأثر قوى لندن التّشّتيّة بالكتلة الجزيئية وشكل الجزيء الفراغي من حيث عدد التفرّعات فيه.



أنواع القوى الجزيئية البينية: ٢ - قوى ثنائية القطب - ثنائية القطب

تُعدّ القوى التي تربط الجزيئات القطبية من أشد أنواع القوى البينية. يرجع ذلك إلى أن الجزيئات القطبية تنجذب وكأنها مغناطيس ذو قطبين، بسبب التوزيع غير المتكافئ لشحنتها. ويتولّد ما يعرف بـ **ثنائية القطب الدائمة permanent dipole**، كلّما وجدت شحنات متضادة لكن متساوية في الشدّة تفصل بينها مسافات قصيرة، مثال ذلك جزيء كلوريد الهيدروجين HCl المبين في الشكل 2-42.



الشكل 2-42 ثنائية القطب-ثنائية القطب بين جزيئات كلوريد الهيدروجين HCl.

نتيجة لوجود الشحنات الجزيئية المتضادة في الجزيء القطبي، يحدث تجاذب بين شحناته الجزيئية السالبة والشحنات الجزيئية الموجبة في الجزيئات المتجاورة. تُسمّى هذه القوى الناشئة بين الجزيئات القطبية **قوى ثنائية القطب-ثنائية القطب Dipole-dipole forces**.

الجزيئات التي تمتلك قوى ثنائية قطب دائمة تجذب بعضها بعضاً بشكل أقوى، مقارنة بقوى التجاذب الثنائية القطب اللحظية أي قوى لندن التشتتية. لنأخذ على سبيل المثال اثنين من المركبات الجزيئية، هما غاز الميثان CH_4 والكلوروفورم CHCl_3 . فقد استُخدم الكلوروفورم قديماً في التخدير، في حين أن الميثان هو مكّون رئيس للغاز الطبيعي، وكلا الجزيئين له شكل هرمي رباعي الأوجه حول ذرة الكربون المركزية. لكنّ درجتي غليانهما مختلفتان جداً، ممّا يدلّ على أن القوى الجزيئية البينية لكلّ منهما، مختلفة بشكل كبير أيضاً. انظر الشكل 2-43.

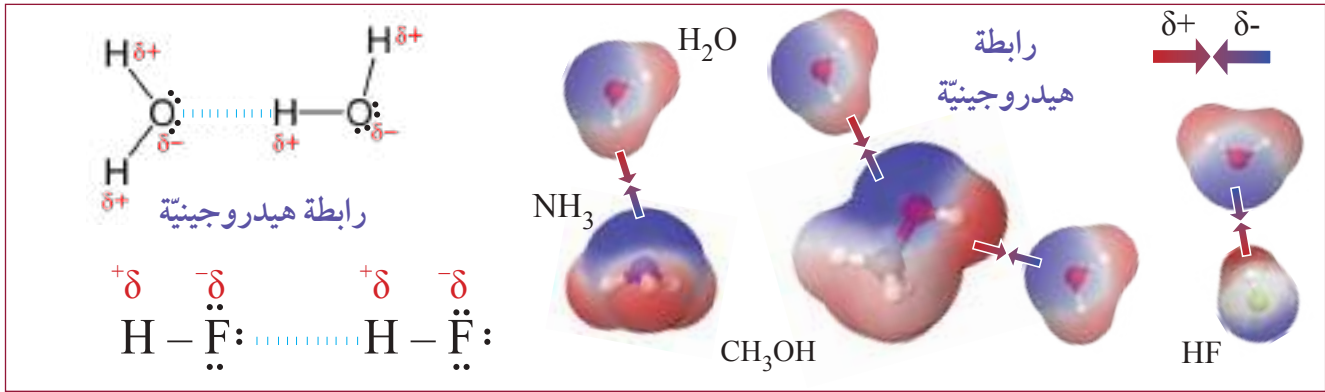


الشكل 2-43 مقارنة بين درجتي غليان كلّ من الميثان CH_4 والكلوروفورم CHCl_3 .

يرجع الفرق في القوى الجزيئية البينية إلى حقيقة أنّ جزيئات غاز الميثان غير قطبية، وينجذب بعضها ببعض بواسطة قوى لندن التشتتية الضعيفة فقط، في حين تحتوي جزيئات الكلوروفورم على قوى ثنائية قطب دائمة، لوجود روابط تساهمية قطبية وشكل غير متماثل، كما هو موضح في الشكل 2-43 حيث تضيف هذه القوة الثنائية القطب الدائمة قوّة جذب ثنائية قطب - ثنائية قطب بين جزيئات CHCl_3 ، مما يفسّر سبب ارتفاع درجة غليان CHCl_3 .

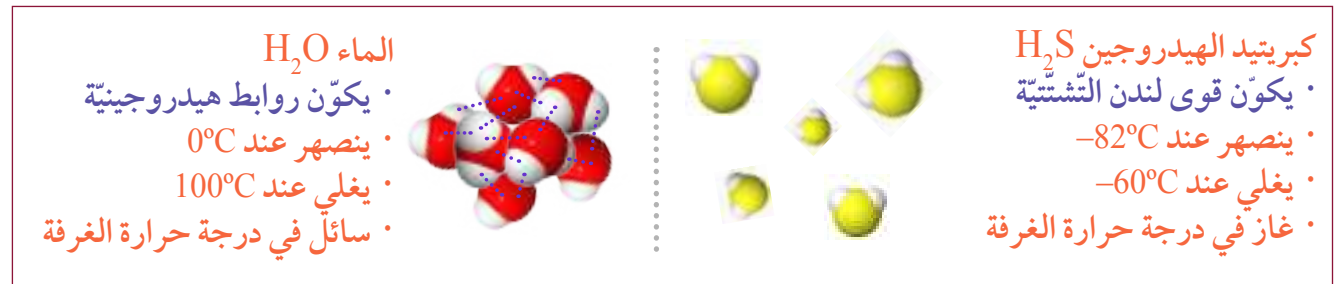
أنواع القوى الجزيئية البينية: ٣- الرابطة الهيدروجينية

ذرة الهيدروجين صغيرة، يدور حول نواتها إلكترون واحد. فعندما ترتبط مع ذرات أخرى تمتلك سالبية كهربائية عالية وتكوّن رابطة تساهمية قطبية، تُنشئ الشحنة الموجبة الجزيئية المركزة الموجودة على ذرة الهيدروجين قوة جذب ثنائية قطب - ثنائية القطب. **الرابطة الهيدروجينية Hydrogen bonding** هي قوة جذب ثنائية قطب - ثنائية قطب قوية، تتكوّن بين الجزيئات التي تحتوي على ذرة هيدروجين مرتبطة بذرة أخرى ذات سالبية كهربائية عالية وتمتلك زوج الكتروني حر واحد على الأقل مثل ذرة أكسجين أو نيتروجين أو فلور، التي تؤدي الى وجود شحنة جزيئية 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 الشكل 44-2.



الشكل 44-2 الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات H_2O و NH_3 ، وبين مجموعة OH الموجودة في CH_3OH و H_2O وبين H_2O و HF .

تؤثر الروابط الهيدروجينية في الخواص الفيزيائية للمادة. فدرجات غليان المواد المحتوية على روابط هيدروجينية، ودرجات انصهارها، أعلى من درجات غليان ودرجات انصهار مثيلاتها في المواد. يبيّن **الشكل 45-2** مقارنة بين جزيء الماء H_2O وجزيء كبريتيد الهيدروجين H_2S . فللجزيئين شكل منحني، والذرة المركزية لكل منهما توجد في المجموعة 16 في الجدول الدوري. وهذه الذرة مرتبطة مع ذرتي هيدروجين. ورغم ذلك، فإن درجة غليان H_2S هي $-60^\circ C$ ، في حين أن درجة غليان H_2O أعلى منها بنحو 160 درجة. يعود ذلك إلى أن جزيئات الماء القطبية ترتبط بروابط هيدروجينية مقارنة بجزيئات H_2S غير القطبية حسب فرق السالبية الكهربائية بين ذرتي H و S ولكن للجزيء H_2S صفة قطبية ضعيفة جداً نتيجة زوجي الإلكترونات غير المرتبطة على ذرة S المركزية مما يجعل شكله الفراغي منحني.

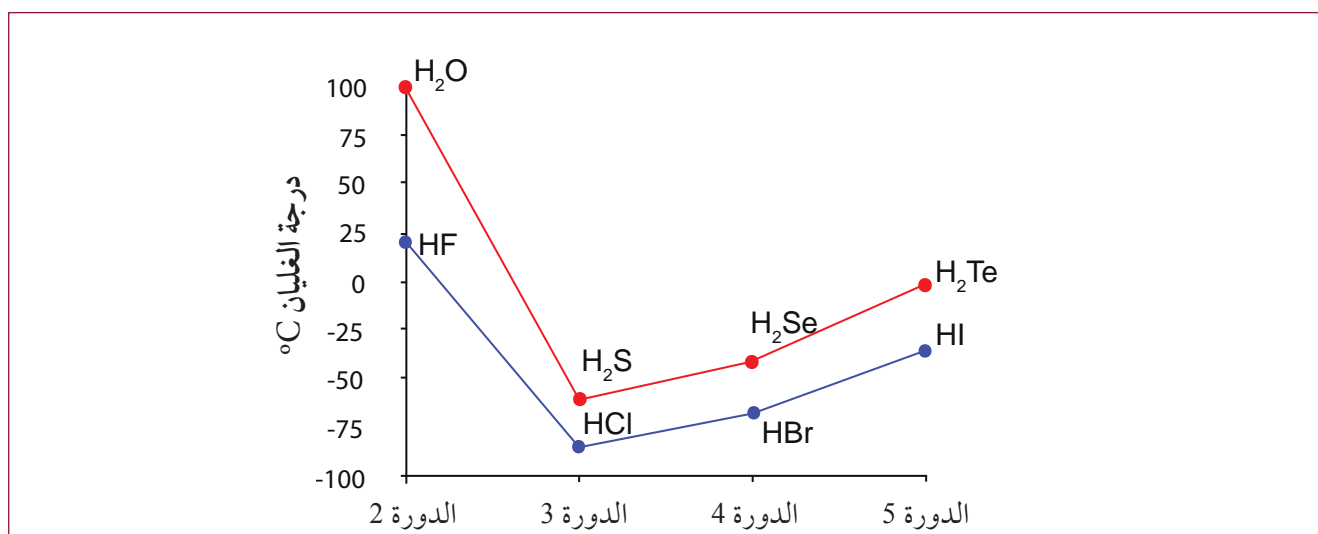


الشكل 45-2 مقارنة الخصائص الفيزيائية لكبريتيد الهيدروجين، والماء.

تأثير الرابطة الهيدروجينية في درجة الغليان

نعلم أن جزيئات مركّبات هيدريدات عناصر المجموعة 16، باستثناء الماء (H_2O)، جميعها غير قطبية حسب فرق السالبية الكهربائية. لذلك تربط بين جزيئات هذه المركّبات H_2S و H_2Se و H_2Te قوى لندن التشتتية وهكذا تزداد هذه القوى مع ازدياد الكتلة الجزيئية، وبالتالي ترتفع درجة غليان هذه المركّبات من أعلى المجموعة إلى أسفل، باستثناء الماء H_2O ، الذي لديه درجة الغليان الأعلى، لوجود الروابط الهيدروجينية الأقوى.

هذا النمط 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 التشتتية وتزايد الكتلة الجزيئية. يبين الرسم البنائي في الشكل 2-46 تدرّج درجة غليان مركّبات الهيدروجين مع عناصر المجموعتين 16 و 17.



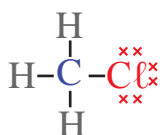
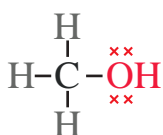
الشكل 2-46 تدرّج درجة غليان مركّبات هيدريدات عناصر المجموعتين 16 و 17.

مثال 9

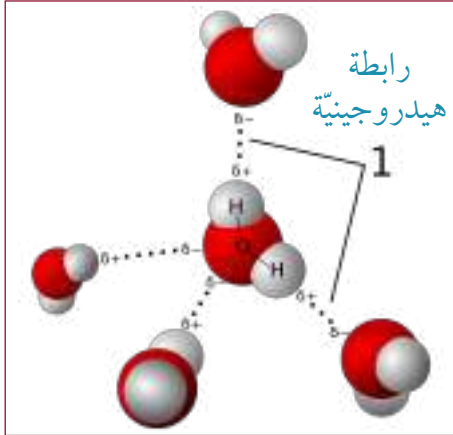
أي من المركّبين الآتيين له درجة غليان أعلى: CH_3Cl ، أم CH_3OH ؟

الحل: ترتبط جزيئات الميثانول CH_3OH بروابط هيدروجينية، لذا، تكون درجة غليانه أعلى. في حين يحتوي جزيء كلورو الميثان CH_3Cl على رابطة قطبية، وشكل غير متماثل، لذلك يعدّ جزيئًا قطبيًا، وتكون درجة غليانه أقل. فدرجة غليان CH_3Cl الفعلية تبلغ $-24.2^\circ C$ مقارنة بدرجة غليان CH_3OH التي تبلغ حوالي $65^\circ C$.

نوع الرابطة	الفرق في السالبية الكهربائية	الرابطة
قطبية	0.61	C-Cl
قطبية	1.24	O-H
غير قطبية	0.35	C-H
قطبية	0.89	C-O



أهمية الرابطة الهيدروجينية

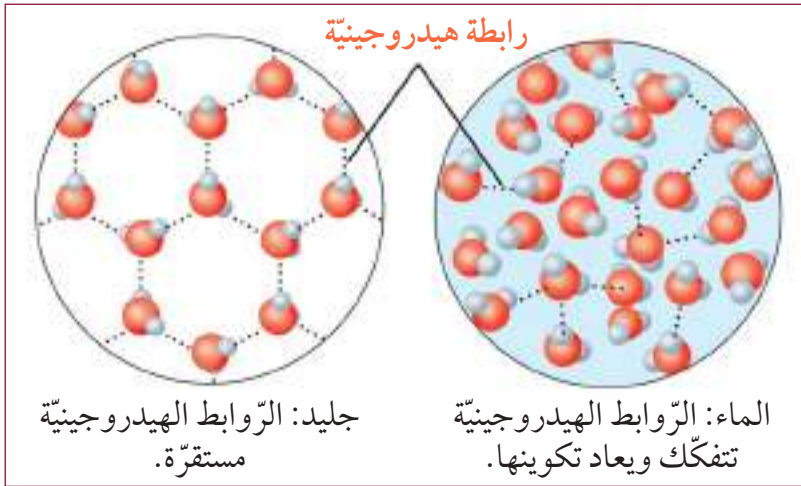


ترتبط جزيئات الماء بروابط هيدروجينية من خلال تجاذب ذرات الهيدروجين ذات الشحنة الموجبة جزئياً مع ذرات الأكسجين ذات الشحنة السالبة جزئياً في الجزيئات المجاورة؛ لذلك نجد أنّ كل جزيء من الماء يرتبط بأربع روابط هيدروجينية، مع أربعة جزيئات مجاورة، كما يبين الشكل 2-47.

الشكل 2-47 يرتبط كل جزيء ماء بأربع روابط هيدروجينية.

1- تركيب وخصائص الثلج: كثافة الجليد أقل من كثافة الماء وهذا أمر بالغ الأهمية بخصوص الحياة على الأرض؛ ولو أن ما حدث كان عكس ذلك، وكانت كثافة الجليد أكبر من كثافة الماء السائل، لغرق الجليد، ولكانت المحيطات

تجمّدت منذ فترة طويلة من قيعانها إلى أسطحها؛ لأنّ الجليد سيكون موجوداً في قاع المحيط بعيداً من أشعة الشمس. فعندما يتحول الماء إلى ثلج فإن جزيئات الماء تتباعد عن بعضها البعض

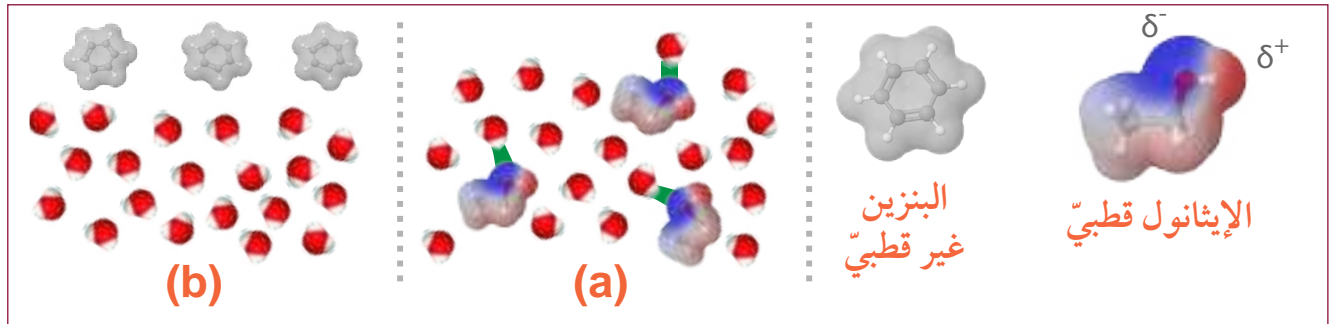


الشكل 2-48 التركيب البلوري للجليد والماء.

وتتماسك بالروابط الهيدروجينية مما يسبب وجود فراغات بين الجزيئات فيجعل للثلج تركيب مفتوح فتقل كثافته ويطفو فوق سطح الماء. يبين الشكل 2-48 التركيب البلوري للجليد والماء.

2- ذوبانية المواد القطبية: القاعدة التي تنصّ على «المثل يذيب المثل» هي ملاحظة عملية على أنّ الجزيئات القطبية تميل إلى أن تكون قابلة للذوبان في الماء الذي يعدّ مذيباً قطبياً، بسبب تكوينها رابطة هيدروجينية مع جزيئات الماء. فالميثانول والإيثانول يذوبان بسهولة في الماء؛ لأنّ جزيئات الكحول قطبية. انظر الشكل 2-49a، أمّا البنزين فلا يذوب في الماء؛ لأنّه جزيء غير قطبي، انظر الشكل 2-49b.

تكون قابلة للذوبان في الماء الذي يعدّ مذيباً قطبياً، بسبب تكوينها رابطة هيدروجينية مع جزيئات الماء. فالميثانول والإيثانول يذوبان بسهولة في الماء؛ لأنّ جزيئات الكحول قطبية. انظر الشكل 2-49a، أمّا البنزين فلا يذوب في الماء؛ لأنّه جزيء غير قطبي، انظر الشكل 2-49b.



الشكل 2-49 المذيبات القطبية تذيب المواد القطبية، ولا تذيب المواد غير قطبية.



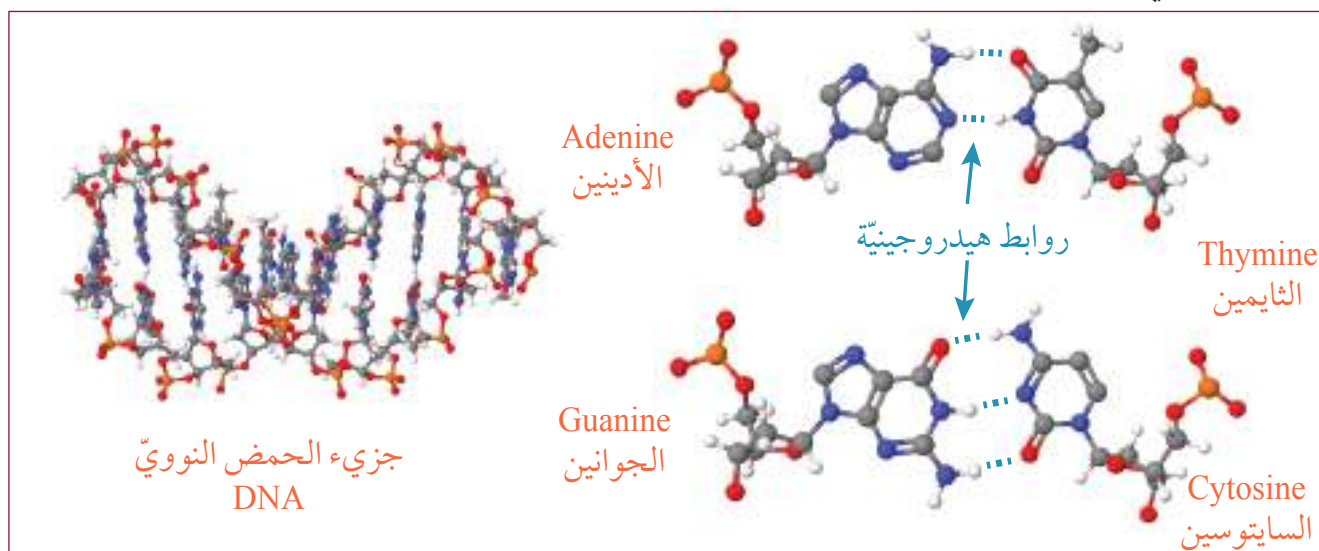
3- التوتر السطحي: هو واحدة من خصائص الماء، وهو ينتج من قوة الروابط الهيدروجينية الموجودة بين جزيئات الماء. فخاصية التوتر السطحي تعمل على سحب الأسطح المكشوفة من الماء معًا، مما يؤدي إلى تقلص قطرات الماء لتصبح كروية. انظر الشكل 2-50. يمتاز الماء بخاصية توتر سطحي مرتفعة نسبيًا، مقارنة بالمواد التي لا ترتبط جزيئاتها بروابط هيدروجينية. كما تسمح هذه الخاصية لبعض الحشرات بالوقوف على سطح الماء.

4- الخاصية الشعرية: فهي خاصية يجري بواسطتها انتقال السائل من أسفل إلى أعلى، كانتقال الماء من أسفل الشجرة (الجذور) إلى أعلاها (الأوراق)، أو كارتفاع السائل بالأنابيب الزجاجية الرفيعة. تعود هذه الخاصية إلى تكون روابط هيدروجينية بين جزيئات الماء وجزيئات المادة التي ينتقل فيها مثل السليلوز في النباتات.

الشكل 2-50 ظاهرة التوتر السطحي تؤدي إلى تكون الماء في هيئة قطرات كروية الشكل كما تسمح بوقوف بعض الحشرة على سطح الماء.

5- تركيب الحمض النووي DNA: يعتمد على الروابط الهيدروجينية التي تربط بين سلاسل النيوكليوتيدات المتقابلة في جزيء الحمض النووي.

في مركز شريط الحمض النووي DNA الحلزوني الشكل، توجد روابط هيدروجينية تربط الأدينين (A) مع الثايمين (T)، والجوانين (G) مع السيتوسين (C). حيث تتكون الروابط الهيدروجينية بين ذرات الهيدروجين، من جهة وذرات الأكسجين و النيتروجين من جهة أخرى. ووجود هذه الروابط الهيدروجينية يسهل انفصال سلسلتي النيوكليوتيدات أثناء عملية تضاعف جزيء الـ DNA «الفك».



الشكل 2-51 الروابط الهيدروجينية التي تُمسك بشريطي الحمض النووي DNA معًا.

القوى الجزيئية الداخلية: ١ - المواد الصلبة الأيونية



إنّ القوى بين الأيونات الموجودة في المركّبات الأيونية أقوى بكثير من القوى بين الجزيئات (ثنائية القطب، وقوى لندن التشتتية) تميل المواد الأيونية إلى امتلاك خصائص فيزيائية متشابهة، فهي:

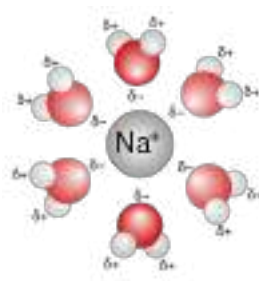
1. صلبة وهشة في العادة.
2. بلورية في حالتها الصلبة. انظر الشكل 52-2.
3. درجات انصهارها مرتفعة جدًا.
4. موصلة جيّدة للتّيّار الكهربائيّ عند انصهارها، كما أنّ محاليلها المائية، أو محاليلها في مذيبات قطبيّة، موصلة جيّدة للتّيّار الكهربائيّ أيضًا.

تتكوّن الأملاح المعدنية من مركّبات أيونية، ويُعدّ الكالسيت أي كربونات الكالسيوم CaCO_3 المبيّن بالشكل 53-2 مثالاً جيّداً على ذلك. يوجد الكالسيت في الطّبيعة بأشكال متعدّدة، وقد استخدمت بلّورات الصّافية في البصريّات. يذوب الكالسيت بسهولة في الأحماض لذلك يعتبر من الأملاح الرّئيسة في تكوين الصّواعد في المغارات. يتكوّن شكل بلّورة الكالسيت من تناوب أيونات الكالسيوم مع أيونات الكربونات، وهو مثال على بلورة شبكية ثلاثية. كما يكوّن كلوريد الصوديوم NaCl (ملح الطّعام) بلّورات شبكية، ولكن بصورة بلّورات مكعبة.



الشكل 53-2 الكالسيت مركّب أيونيّ يتكوّن على شكل صلب بلّوريّ.

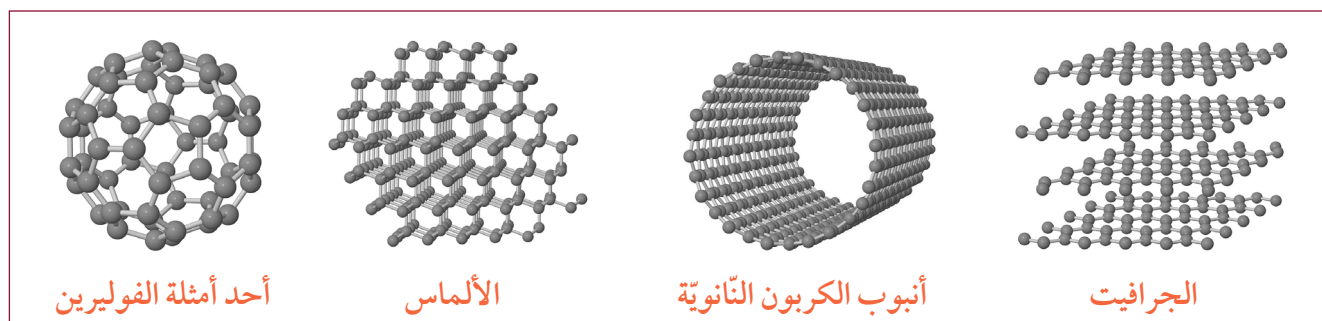
تذوب مواد كثيرة أيونية في الماء والأحماض. وعندما تذوب، تكون الأيونات الموجبة والسالبة محاطة بجزيئات الماء القطبيّة، التي تمنعها من العودة إلى حالتها الصلبة. لذلك، تكون الأيونات حرّة الحركة، ويمكنها توصيل التّيّار الكهربائيّ. ممّا يجعل المحاليل الأيونية موصلة جيّدة للتّيّار الكهربائيّ، وكذلك تفعل النّضبات العصبيّة في جسمك! إذ تنقل إشارات الأعصاب (السّيالات العصبيّة) عبر أيونات موصلة للتّيّار الكهربائيّ، بما في ذلك أيونات الكالسيوم Ca^{2+} ، وأيونات البوتاسيوم K^+ ، وأيونات الصوديوم Na^+ .



القوى الجزيئية الداخلية: ٢- الجزيئات الضخمة - العملاقة

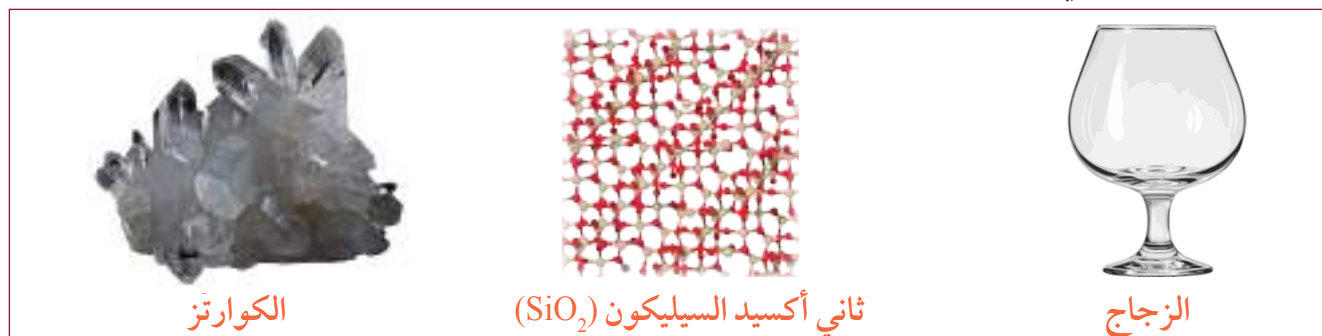
هناك جزيئات كثيرة أصغر من أن تُرى، حتى مع أفضل أنواع المجاهر (الميكروسكوبات) microscopes. فبلورة الألماس على سبيل المثال، تُعرّف بأنها جُزيء واحد، حيث ترتبط ذرات الكربون في الألماس معًا في هيئة تركيب تساهميّ شبكيّ covalent network. في هذا التركيب ترتبط كل ذرة بالذرات المجاورة لها في هيئة شبكة مترابطة. وفي الألماس، ترتبط كل ذرة كربون بأربع ذرات كربون أخرى، وهذا الترتيب الرباعيّ الأوجه المنتظم يكوّن نظامًا بلوريًا شديد الترابط، ودرجة انصهاره مرتفعة جدًا. وتعدّ هذه التراكيب التساهميّة الشبكيّة الصلبة قويّة جدًا، وغير موصلة للحرارة والكهرباء بشكل عام، وشديدة الصلابة، مقارنة بالموادّ الصلبة الجزيئية.

تسمّى الأشكال المختلفة للعنصر نفسه المتآصلات Allotropes. يوضح الشكل 2-54 أربعة متآصلات لعنصر الكربون، حيث اكتُشف عام 1985م الجُزيء الكروي C_{60} المسمّى «كرة بوكي»، وهو أحد الأمثلة على الفوليرين. يُستخدم شكل آخر للكربون، ألا وهو الجرافيت، بصفته مادة تشحيم جافة، لأنّ الذرات داخله منظمّة في هيئة صفائح ينزلق بعضها فوق بعض بسبب ضعف القوى بين طبقات الجرافيت نفسها. والجرافيت موصل جيّد للكهرباء؛ لأنّ كل ذرة كربون فيه تكوّن ثلاث روابط تساهميّة فقط مع ذرات الكربون الأخرى، ممّا يجعل لكل ذرة كربون إلكترون حر واحد يساهم في توصيل الكهرباء. أمّا أنابيب الكربون النانويّة، فتعدّ أقوى الألياف المعروفة؛ فهي أقوى بمرّات عدّة من الفولاذ.



الشكل 2-54 متآصلات الكربون.

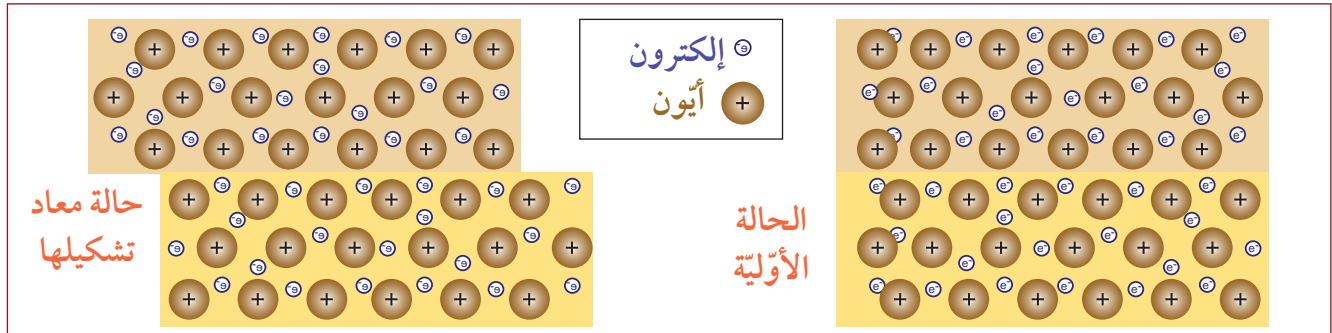
يشكّل الكربون والسيليكون أكثر الموادّ التساهميّة الشبكيّة انتشارًا، إذ يعد ثاني أكسيد السيليكون من أهم مركّبات السيليكون وهو من المركّبات التساهميّة الشبكية التي تدخل في تركيب الكوارتز والزجاج والذين يشتركان في خصائص متشابهة من الصلابة والهشاشة والشفافيّة.



الشكل 2-55 الكوارتز والزجاج المواد الصلبة الشبكيّة التساهميّة.

القوى الجزيئية الداخلية: ٣- الفلزات

للفلزات خصائص مميزة، كونها صلبة، ولكنها قابلة للطرق malleable والسحب Ductile، حيث تكون قابلة للتشكيل والانحناء من غير أن تنكسر أو تتشوه. أما الهشاشة Brittle فهي خاصية معاكسة لقابلية الطرق والسحب. فالزجاج مثلاً مادة هشة، إذ تنكسر بشكل سريع عند ثنيها بقوة، في حين أن الألومنيوم مادة غير هشة قابلة للطرق والسحب، ويمكن ثنيها بقوة من غير أن تنكسر. وتُعزى قابلية الفلزات للطرق والسحب إلى الرابطة الفلزية، وإلى الترتيب الذري المنتظم داخل الفلز. حيث يمكن لأي طبقة من الذرات في الفلز التحرك والانزلاق فوق بقية الطبقات بسهولة، من دون مقاومة أو كسر للروابط عند تعرضها لقوة خارجية. وتذكر أن الروابط الفلزية تتكوّن نتيجة وجود بحر من الإلكترونات حرة الحركة بأي ذرة فلزية يمكنها أن تتجاذب مع الأيونات الموجبة لذرات هذا الفلز.



الشكل 2-56 تتيح الروابط الفلزية إعادة تشكيل الفلزات من دون أن تكسر الروابط الكيميائية التي بين الذرات. تُعزى قوة الفلزات إلى حقيقة أن الأيونات عند تكونها تُحدث فراغاً، يُملأ على الفور بالإلكترونات السالبة؛ ممّا يؤدي إلى انجذاب الأيونات إلى مكانها السابق. فعندما يُثنى الفلز، تنزلق الذرات المتجاورة مع الحفاظ على المسافة نفسها بين الأيونات. وتتيح الإلكترونات المتحركة للروابط بالتحرك، وإعادة التشكل بين الذرات بسهولة في أثناء عملية التشكيل، حيث يمكن أن تكون إعادة التشكيل غير منتظمة، مثل الطرق على مسمار أو برغي باتجاهات مختلفة. ويمكن أن تكون إعادة التشكيل منتظمة بحيث تُستخدم المواد المعاد تشكيلها في البناء والصناعات المختلفة. انظر الشكل 2-57.

الشكل 2-57 (a) يمكن أن تشني الفلزات ويعاد تشكيلها بطريقة غير منتظمة.

(b) يمكن أن تشني الفلزات ويعاد تشكيلها بطريقة منتظمة، بحيث يمكن الاستفادة منها في البناء والصناعات المختلفة.

(c) فلزات معاد تشكيلها للاستخدام في الصناعات المختلفة.



المقارنة بين خصائص المواد المختلفة

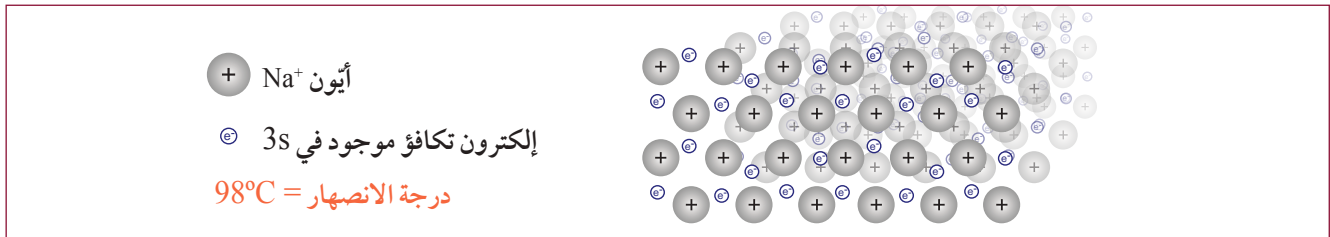
تمتلك المواد المختلفة خصائص فيزيائية مميزة تعكس نوع الروابط داخلها و شدة القوى بين جزيئاتها.

نوع الرابطة	أمثلة	الحالة عند درجة حرارة الغرفة	خصائصها النموذجية
قوى جزيئية داخلية	غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 البروم Br_2 السائل اليود (I_2) الصلب	صلبة أو سائلة أو غازية	درجات انصهار منخفضة نسبياً لا توصل الكهرباء
	أنابيب الكربون النانوية زجاج ألماس	صلبة	قوية جداً، صلبة، درجة انصهارها مرتفعة لا توصل الكهرباء ما عدا الجرافيت
	فولاذ نحاس ذهب	صلبة	قوية، قابلة للطرق والسحب، موصلة جيدة للكهرباء، درجة انصهارها مرتفعة
	ملح الطعام أملاح معدنية	صلبة	صلبة وهشة وبلورية، درجة انصهارها مرتفعة، عازلة للكهرباء في الحالة الصلبة ولكن محاليلها ومصاهيرها توصل التيار الكهربائي
	ماء سكر	صلبة أو سائلة أو غازية	درجات انصهارها متوسطة. المواد السائلة منها مذيبات قطبية، عازلة للكهرباء بشكل عام.
قوى جزيئية بينية	شمع زبدة زيت	صلبة أو سائلة أو غازية	درجات انصهارها منخفضة. المواد السائلة منها تكون مذيبات غير قطبية عازلة للكهرباء
	قوى لندن التشتتية		

الروابط الفلزية

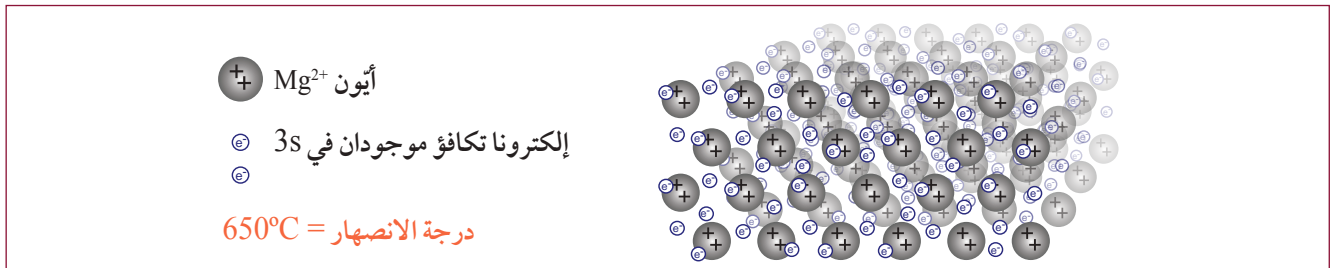
الصوديوم النقي عبارة عن فلز لين لونه أبيض مائل إلى الفضي، وهو صلب في درجة حرارة الغرفة، وموصل جيد للتيار الكهربائي، مثل الفلزات جميعها، وتوزيعه الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. فعندما تجتمع ذرتا صوديوم معًا، فإن إلكترون التكافؤ الوحيد لكل منهما والموجود في أفلاك (3s) لكل ذرة يتشارك بحيز ويكون رابطة مشابهة للرابطة التساهمية.

والفرق هو أن كل ذرة صوديوم تكون أيضًا على ترابط مع ثماني ذرات صوديوم أخرى، ويمتد التشارك بالإلكترونات إلى تلك الذرات الثماني أيضًا، كما أن كل ذرة من تلك الذرات الثماني تكون على ترابط مع ثماني ذرات أخرى، وهكذا، إلى أن تشارك الذرات الموجودة في الصوديوم جميعها أفلاك (3s) المتداخلة. فإلكترونات (3s) تكون غير متمركزة تمامًا، وتمتلك حرية الحركة في جميع أنحاء الفلز، كما يبين الشكل 1-60.



الشكل 1-60 إلكترونات التكافؤ في الفلز تكون بحرًا متحركًا بين الأيونات، وتكون الإلكترونات حرة الحركة وغير مرتبطة بأي ذرة مفردة أخرى.

الرابطة الفلزية Metallic bond هي رابطة كيميائية تنتج عن قوى التجاذب بين الأيونات الموجبة والإلكترونات السالبة داخل البلورة الفلزية. في الرابطة الفلزية، ينجذب كل أيون فلز إلى الإلكترونات القريبة جميعها، وكل إلكترون ينجذب أيضًا إلى الأيونات القريبة جميعها. وكلما كان هناك المزيد من إلكترونات التكافؤ، فإن الترابط يصبح أقوى. يحتوي فلز المغنيسيوم على إلكترونين تكافؤ، لذلك سيكون هناك ضعف عدد الإلكترونات لكل أيون عما هو موجود في الصوديوم، وتكون قيمة الشحنة الموجودة على كل أيون مغنيسيوم تساوي الضعف أيضًا. يبين الشكل 1-61 بحر الإلكترونات في فلز المغنيسيوم.



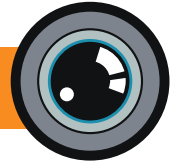
الشكل 1-61 يمتلك المغنيسيوم ضعف الإلكترونات غير المتمركزة عما هي في الصوديوم، وضعف قيمة الشحنة الأيونية أيضًا، مما يجعل الرابطة الفلزية في المغنيسيوم أقوى مما هي عليه في الصوديوم.

الروابط الفلزية الموجودة في فلز المغنيسيوم أقوى مما هي عليه في الصوديوم؛ لأن أيونات المغنيسيوم تمتلك شحنة مقدارها +2، كما تمتلك ضعف عدد الإلكترونات الحرة الحركة، وهذا هو السبب في أن درجة انصهار المغنيسيوم أكبر بكثير من درجة انصهار الصوديوم. فالعناصر التي تمتلك إلكترونات تكافؤ أكثر في المقابل، مثل عنصر الحديد، ستمتلك روابط أقوى، وستكون درجات انصهارها أعلى، وتكون أكثر قساوة أيضًا.

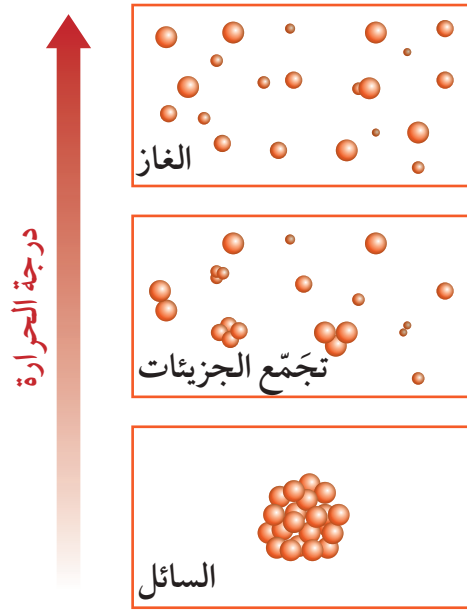
1. يمتلك الماء كتلة مولية مقدارها 18 g/mol، ويمتلك الميثان كتلة مولية مقدارها 16 g/mol. درجة غليان الماء تساوي 100°C، ودرجة غليان الميثان تساوي 162.5°C. لِمَ تختلف درجتا غليانهما بشكل كبير، بالرغم من أن كتليتهما الموليتين متقاربتان؟
2. حدد أي من المركّبات أدناه يمكنها تكوين رابطة هيدروجينية، ثم فسر لماذا لا تكوّن المركّبات الأخرى رابطة هيدروجينية.

a. C_2H_6	e. $CH_3CH_2CH_2OH$
b. HCN	f. CH_3OCH_3
c. CH_3NH_2	g. H_2S
d. HCl	h. HF
3. رتب المركّبات الآتي وفقاً للقوى بين الجزيئات من الأضعف إلى الأقوى.

$NaCl$ H_2O H_2S CH_4
4. أعط أمثلة على مواد تكون فيها القوى بين الجزيئات لندن تشتتية، ثنائية القطب.
5. أعط تفسيراً كيميائياً لاعتبار الألماس أكثر المواد المعروفة قساوة.
6. أي من الآتي يُرجّح أن تكون له أعلى درجة غليان؟
 - a. غاز نبيّل نقي، مثل النيون.
 - b. مادة قطبيّة، مثل الميثانول.
 - c. مركّب هيدروكربوني خفيف وغير قطبيّ، مثل الميثان.
 - d. مركّب أيونيّ، مثل ملح الطعام.
7. ما الفرق بين الشبكة البلورية الأيونية، والتركيب التساهميّ الشبكي؟
8. الموادّ الأيونية تميل إلى امتلاك خصائص فيزيائية متشابهة. ابحث عن مثالين لمركّبين أيونيين، ثم صف خصائصهما الفيزيائية الشائعة.
9. ما الفرق بين القوى ثنائية القطب الدائمة، والقوى ثنائية القطب اللحظية مثل تلك التي تؤدي إلى تكوين قوى لندن التشتتية؟
10. تكون قطرات الماء على شكل دائريّ على سطح ورقة الشجر، فسر ذلك.
11. أيهما أعلى درجة غليان: فلوريد الهيدروجين أم كلوريد الهيدروجين؟



العلم والعلماء: يوهانس ديدريك فان در فال



الشكل 2-58 التحول من غاز إلى سائل.

تتحرك جسيمات الغاز بسرعة عالية جداً، وتصطدم ببعضها البعض وبجدران الإناء. ومع انخفاض درجة الحرارة، تصبح الجسيمات أبطأ وتبدأ بالتجمع معاً (الشكل 2-58). وفي النهاية تُشكّل الجزيئات سائلاً. وقد لفتت القوة المجهولة التي تسبب بتجمع الجزيئات 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 جزيئات المادة لم تكن مقبولة في ذلك الوقت.

كان يوهانس فان در فال الابن 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 معلماً متدرباً 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.



الشكل 2-59 يوهانس ديدريك فان در فال.

وبالرغم من التأخر 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 للذرات في الجزيء بـ «نصف قطر فان در فال»، كما أن التأثير الجماعي للقوى الجزيئية التي تربط الذرات والجزيئات معاً في الأجسام الصلبة والسائلة، تُسمّى «قوى فان در فال».

الوحدة 2

مراجعة الوحدة

الدّرس 1-2: السّالبية الكهربائيّة

- تصف السّالبية الكهربائيّة **Electronegativity** مدى قوّة جذب الذّرات للإلكترونات في الرّابطة الكيميائيّة.
- تتكوّن الرّابطة التّساهميّة القطبيّة **Polar covalent bond** من خلال مشاركة غير متكافئة للإلكترونات، بحيث تكون قيم الفرق في السّالبية الكهربائيّة ما بين (0.4) و (1.7)
- تكون قيم الفرق في السّالبية الكهربائيّة في الرّوابط التّساهميّة غير القطبيّة أقلّ من (0.4).
- تكون قيم الفرق في السّالبية الكهربائيّة في الرّابطة الأيونيّة أكبر من (1.7).
- ينشأ **ثنائي القطب Dipole** كلّما وجدت شحنات متضادة لكن متساوية في الشّدة تفصل بينها مسافات قصيرة.
- يكون الجزيء قطبيّاً **Polar molecule** اذا احتوى على رابطة قطبية واحدة على الأقل و بشرط أن يكون شكله غير متماثل.

الدّرس 2-2: الأشكال الهندسيّة للجزيئات

- **طول الرّابطة Bond length** هو المسافة بين مراكز الذّرات المرتبطة.
- **زاوية الرّابطة Bond angle** هي الزّاوية المكوّنة من متوسّط المواقع لثلاث ذّرات متصلة بواسطة رابطتين.
- يصف **الفلك الجزيئي Molecular orbit** موقع الإلكترونات في الرّابطة الكيميائيّة.
- **التّهجين Hybridization** عملية دمج أفلاك ذريّة متقاربة في الذّرة نفسها مختلفة بالشكل والطاقة لينتج أفلاك مهجّنة لها نفس الشكل والطاقة وأكثر قدرة على التّدخل.
- تكون الرّوابط التّساهميّة قويّة في **رابطة سيجما Sigma bond**، ولكنّها تكون أضعف في **رابطة باي pi bond**.
- تنصّ نظريّة **VSEPR** على أن التّنافر الحاصل بين إلكترونات التّكافؤ المحيطة بالذّرة يجعلها تتباعد إلى أقصى حد.
- **تركيب الرّنين Resonance** تركيب الرّنين هو بنية جزيئيّة لها أشكال متعدّدة، بالطّاقة نفسها إذ تعتبر طريقة لوصف الإلكترونات غير المتمركزة في بعض الجزيئات.

الوحدة 2

مراجعة الوحدة

الدّرس 2-3: القوى الجزيئية البينية

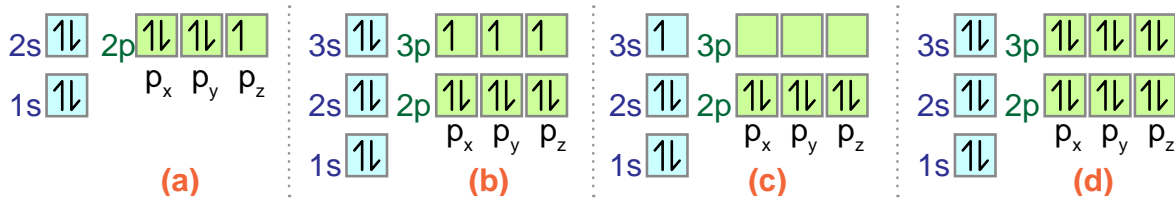
- تربط **القوى الجزيئية البينية Intermolecular forces** بين جزيئات المادّة وتحدد الحالات الصّلبة، أو السّائلة، أو الغازيّة غيرها من الخصائص الفيزيائية.
- تشمل قوى **فان در فال Van Der Waals** قوى **لندن التشتّية London dispersion** والتي هي قوى جذب ضعيفة ناتجة من ثنائيات الأقطاب المستحثّة والمؤقّته.
- **قوى ثنائي القطب-ثنائي القطب Dipole-dipole forces** تنشئ بين الجزيئات القطبيّة فتجذب هذه الجزيئات بعضها إلى بعض.
- **الرّابطة الهيدروجينيّة Hydrogen bond** هي قوّة جذب ثنائيّة القطب قويّة بين الهيدروجين من جزيء، وذرات عالية السّالبية الكهربائيّة، مثل الفلور والأكسجين والنّيروجين، من جزيء آخر.
- تفسّر الرّوابط الهيدروجينيّة الكثير من الخصائص المهمّة للماء.
- الألماس والجرافيت هما شكلان **تأصليان Allotropy** متباينان للكربون ترتبط ذرّات الكربون في كل منهما بروابط تساهميّة شبكيّة.
- يصف **السحب Ductile** قدرة الفلزّات على التمدد نتيجة التعرض للطرق.
- تكون المادّة **هشّة Brittle** إذا تحطّمت قبل الانحناء كثيرًا.

الدّرس 1-2: السّالبية الكهربائيّة

1. أيّ العبارات الآتية صحيحة؟

- a. لليثيوم سالبية كهربائية أقلّ من الأكسجين.
- b. السّالبية الكهربائيّة للكربون أقلّ من السّالبية الكهربائيّة للمغنيسيوم.
- c. السّالبية الكهربائيّة للكلور أعلى من السّالبية الكهربائيّة للفلور.
- d. السّالبية الكهربائيّة للغازات النبيلة هي الأعلى في الجدول الدّوريّ.

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



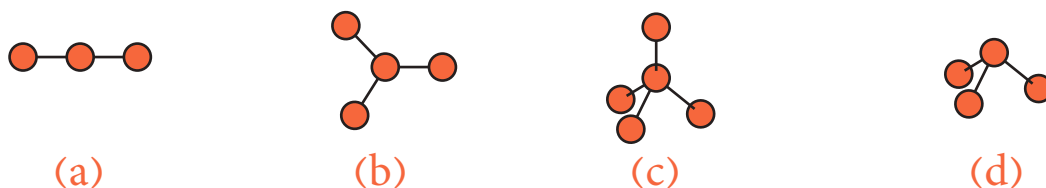
3. إذا علمت أن الفرق في السّالبية الكهربائيّة بين ذرتين = 0.9، فما نوع الرّابطة الكيميائيّة المتكوّنة بينهما؟

- a. أيونيّة
- b. تساهميّة غير قطبيّة
- c. تساهميّة قطبيّة
- d. فلزيّة

4. ما سبب وجود ذرّات الهيدروجين الأربع عند الزّوايا الأربع في الميثان الرّباعيّ الأوجه؟

- a. أن هذا هو أبسط شكل بأربعة أوجه.
- b. وجود أربع زوايا متساوية تبلغ كلّ منها 109 درجات.
- c. أن رباعيّ الأوجه يمتلك أعلى نسبة بين السّطح والحجم.
- d. هذا الشكل يجعل أزواج الإلكترونات متباعدة قدر الإمكان، لتكوين جُزيء مستقر.

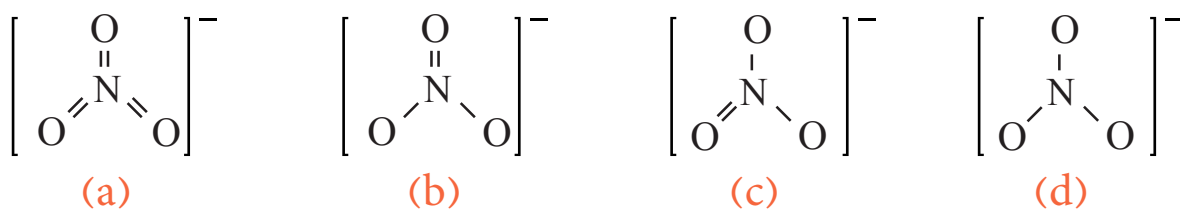
5. أي من المجسمات الآتية قد يمثل شكل جزيء الفورمالدهيد، CH_2O ؟



6. تحتوي الرابطة التساهمية الثلاثية على:

- a. ثلاثة إلكترونات في روابط سيجمما.
- b. ثلاثة أزواج من الإلكترونات في روابط سيجمما.
- c. زوجين من الإلكترونات في روابط سيجمما، وزوج واحد في الرابطة باي.
- d. زوج واحد من الإلكترونات في رابطة سيجمما، وزوجين من الإلكترونات في رابطة باي.

7. أي من العبارات الآتية صحيحة عن أشكال أيون النترات (NO_3^-) المبيّنة أدناه.



- a. الخياران (b) و (c) هما شكلا رنين.
- b. الخياران (a) و (d) هما شكلا رنين.
- c. جميع الخيارات الأربعة هي أشكال رنين.
- d. ليس أي من الخيارات الأربعة هو شكل رنين.

8. أي الحقائق الآتية سببها الأساسي وجود قوى لندن؟

- a. إسالة غاز الهيليوم عند درجة -269°C .
- b. ارتفاع درجة انصهار المواد الأيونية الصلبة.
- c. قوة أنبوب الكربون النانوية عالية جدًا.
- d. الماء يكون في الحالة الصلبة أقل كثافة من الحالة السائلة له.

الدّرس 1-2: السّالبية الكهربائيّة

9. أيّ مجموعة من الجدول الدّوريّ تحتوي على العناصر التي تمتلك السّالبية الكهربائيّة الأعلى؟

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

11. اذكر اختلافين بين الرّوابط الأيونيّة والتّساهميّة.

12. هل يذوب البنزين في الماء؟ علّل إجابتك.

13. أعط مثالاً على جُزيء غير قطبيّ يحتوي، على الأقلّ، على رابطة قطبيّة واحدة، ثمّ اشرح سبب عدم قطبية هذا الجزيء.

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

15. فسّر قد يكون للمركبات الأيونية خصائص تساهميّة كذلك قد يكون للمركبات التساهمية خصائص أيونية.

16. بيّن الجدول الآتي درجات الغليان والانصهار لموادّ عدّة وبعض خواصّها الفيزيائية. بناءً على هذه البيانات، ما الموادّ التي تحتوي على الأرجح:

المادّة	درجة الغليان (°C)	درجة الانصهار (°C)	الخواصّ الفيزيائية
المادّة a	-65	-88	غير مرنة وغير قابلة للسّحب والطّرق
المادّة b	72	-10	غير مرنة وغير قابلة للسّحب والطّرق
المادّة c	2850	1250	غير مرنة وغير قابلة للسّحب والطّرق
المادّة d	3025	1400	مرنة وقابلة للطّرق والسّحب

a. روابط تساهميّة غير قطبيّة؟

b. روابط تساهميّة قطبيّة؟

c. روابط فلزيّة؟

d. روابط أيونيّة؟

17. رتب القوى الآتية من الأضعف إلى الأقوى عند الظروف نفسها.

- الرّوابط الأيونية.
- الرّوابط الهيدروجينية.
- قوى لندن التشتتية.
- الرّوابط الفلزية.
- الرّوابط التساهمية الشبكية.

18. سمّ مركباً أيونياً واحداً، ومركباً قطبياً واحداً، ومركباً واحداً غير قطبيّ، يحتوي كلّ منها على عنصر الهيدروجين. أعطِ مثلاً على وجود هذا المركب في الطبيعة أو على استخدامه في أحد الأنشطة البشرية.

الدّرس 2-2: الأشكال الهندسيّة للجزيئات

19. صح أم خطأ: للموادّ الأيونية درجات انصهار أقلّ من الموادّ التساهمية.

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

21. اشرح مبدأ VSEPR.

22. كم رابطة سيجما وكم رابطة باي في الرابطة التساهمية الثلاثية بين ذرتيّ النيتروجين في جزيء N_2 ؟

23. أنظر الى الأشكال المبينة أدناه والتي تمثل التركيب الجزيئي لبعض الجزيئات.

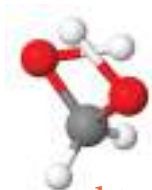
a. حدد الخطأ الوارد في كل شكل من الأشكال أدناه.

b. اقترح و ارسم الشكل الصحيح المتوقع.

H
C
O



(a)



(b)



(c)



(d)

24. يحتوي جُزيء الأمونيا (NH_3) على ثلاث روابط تساهميّة. لماذا يمتلك الجزيء شكلاً هرمياً ثلاثيّاً بدلاً من شكل مثلث مسطح؟

25. أعطِ مثالاً على جزيء له بنية رنين، وشرح معنى هذا المصطلح.

الدّرس 2-3: القوى الجزيئيّة البينيّة

26. أعطِ مثالاً على مادّة صلبة ترتبط جزيئاتها معاً بروابط قوى لندن التّشتّية.

27. أعطِ مثالاً على مادّة صلبة ترتبط جزيئاتها معاً برابطة هيدروجينيّة.

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

29. أعطِ مثالين على موادّ تكون القوى الجزيئيّة البينيّة هي في الواقع روابط كيميائيّة، وبين نوع تلك الرّوابط.

30. سمّ أربعة متّصلات للكربون النّقيّ.

31. اشرح الفرق بين مصطلحيّ «قابل للسّحب» و«هشّ».

32. اشرح لماذا تكون الفلزّات قابلة للسّحب، في حين تميل الموادّ الصّلبة الأيونيّة إلى الهشاشة.

33. ما المقصود بعبارّة «المثل يذيب المثل»؟

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

a. ابحث حول درجة حرارة انصهار الهيليوم.


b. ما القوى التي تجذب ذرّات الهيليوم معاً؟

c. هل قوى الجذب بين ذرّات الهيليوم المتجاورة أقوى أم أضعف من قوى الجذب بين جزيئات الماء المتجاورة؟ ولماذا؟

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

35. اشرح باستخدام الرسم مدى أهميّة الرّابطة الهيدروجينيّة بتركيب جزيء الحمض النّوويّ واستنساخه.

36. اشرح المعنى الكيميائي لمصطلح «بلّوري» في المركّبات الأيونيّة والمركّبات التساهميّة الشبكيّة.

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

- a. هل هذا المركّب أيونيّ، أم فلزيّ، أم تساهميّ؟
- b. ارسم تركيب يبيّن ترتيب الذّرات في مركّب كربونات الكالسيوم.
- c. ابحث عن الخواص الفيزيائيّة لهذا المركّب، مبيناً أماكن وجوده في الطّبيعة.

1
IA

2
IIA

3
Li
6.941
lithium

4
Be
9.012
beryllium

11
Na
22.990
sodium

12
Mg
24.305
magnesium

19
K
39.098
potassium

37
Rb
85.468
rubidium

38
Sr
87.62
strontium

55
Cs
132.91
cesium

87
Fr
(223)
francium

6
C
12.011
carbon

الكلمة
الذرية

العدد الذري

3
IIIB

4
IVB

5
VB

6
VIB

7
VIIB

8
VIII

9
VIII

10
IB

أرقام المجموعات

13
IIIA

14
IVA

15
VA

16
VIA

17
VIIA

18
VIIIA

19
IIA

20
IIIA

21
IVB

22
VB

2
He
4.003
helium

10
Ne
20.180
neon

17
Cl
35.453
chlorine

34
Se
78.96
selenium

53
I
126.90
iodine

86
Rn
(222)
radon

118
Og
(294)
oganeson

جدول دوري حديث

لا فلزات

هالوجينات

غازات نبيلة

اللائثانيدات

الأكتينيدات

أشباه فلزات

فلزات قلوية

فلزات قلوية أرضية

فلزات