



# 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 تكنولاب.

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

الترجمة: مطبعة جامعة كامبريدج.

الطبعة الثانية 2021 - 2022 م



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

## النشيد الوطني

قَسَمًا بِمَنْ رَفَعَ السَّمَاءَ  
قَطَرُ سَبْقَى حُرَّةً  
تَسْمُو بِرُوحِ الْأَوْفِيَاءِ  
سِيرُوا عَلَى نَهْجِ الْأُلَى  
وَعَلَى ضِيَاءِ الْأَنْبِيَاءِ  
قَطَرُ بِقُلْبِي سِيرَةُ  
قَسَمًا بِمَنْ نَشَرَ الضَّيَاءَ  
قَطَرُ الرِّجَالِ الْأَوَّلِينَ  
تَسْمُو بِرُوحِ الْأَوْفِيَاءِ  
وَحَمَائِمُ يَوْمِ الْفِدَاءِ  
وَعَلَى ضِيَاءِ الْأَنْبِيَاءِ  
جَوَارِحُ يَوْمِ السَّلَامِ





## المراجعة والتّدقيق العلمي والتّربوي

خبرات تربوية وأكاديمية من المدارس

الإشراف العلمي والتّربوي

إدارة المناهج الدراسية ومصادر التّعلم

# الكيمياء

يعد 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، نود منهم أن يتسموا بما يأتي:

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

يتجسد 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 لتوافق مع الإطار العام للمنهج الوطني القطري بغية ضمان حصول الطلاب على المعارف والمهارات العلمية وتطوير المواقف (وهو يُعرف بالكفايات) مما يجعل أداء الطلاب يصل إلى الحد الأقصى.
- الانطلاق من نقطة محورية جديدة قوامها مهارات الاستقصاء العلمي، ما أسّس للتنوع في الأنشطة والمشاريع في كتاب الطالب.

- توزُّع المعرفة والأفكار العلمية المخصصة لـكُلّ عام دراسيٍّ ضمن وحدات بطريقة مسلسلة مصمّمة لتحقيق التنوّع والتَّطوّر.
- تعدد الدُّرُوس في كُلّ وحدة، بحيث يعالج كُلّ درس موضوعاً جديداً، منطلقاً ممّا تمّ اكتسابه في الدُّرُوس السَّابقة.
- إتاحة الفرصة للطُّلَّاب، في كُلّ درسٍ، للتحقّق الذّاتي من معارفهم ولممارسة قدرتهم على حلّ المشكلات.
- احتواء كُلّ وحدة على تقويم للدُّرس وتقويم الوحدة التي تمكّن الطُّلَّاب والأهل والمدرّسين من تتبع التَّعلُّم والأداء.

العلوم مجموعة من المعارف التي تشمل الحقائق والأسكال والنظريّات والأفكار. ولكن العالم الجيد يفهم أن «طريقة العمل» في العلوم أكثر أهميّة من المعرفة التي تحتويها. سوف يساعد هذا الكتاب الطُّلَّاب على تقدير جميع هذه الأبعاد واعتمادها ليصبحوا علماء ناجحين وليواجهوا مجموعة واسعة من التَّحدّيات في حياتهم المهنية المستقبلية.

## مفتاح كفايات الإطار العام للمنهج التعليمي الوطني لدولة قطر

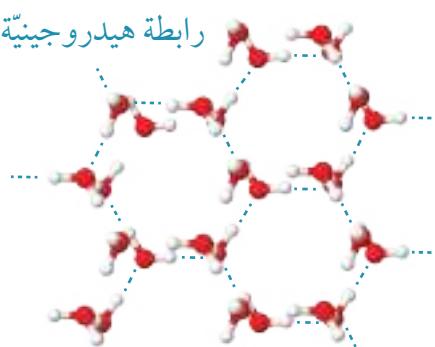
- |  |                          |
|--|--------------------------|
|  | الاستقصاء والبحث         |
|  | التعاون والمشاركة        |
|  | التَّواصل                |
|  | التفكير الإبداعي والناقد |
|  | حلّ المشكلات             |
|  | الكفاية العددية          |
|  | الكفاية اللغوية          |

الكيمياء مهمة بشكل أساس؛ لذا يجب على كلّ فرد أن يتعرّف ويتعمّق في علم الكيمياء، لاتخاذ قرارات مدرورة في حياته؛ ففي كلّ يوم نواجه مجموعة من الأسئلة، بسيطة مثل ماذا سنأكل من الطعام؟ ومعقدة مثل هل مناخ الأرض سيتغير؟ ولماذا؟ والإجابات عن هذه الأسئلة كلّها تنطوي على الكيمياء.

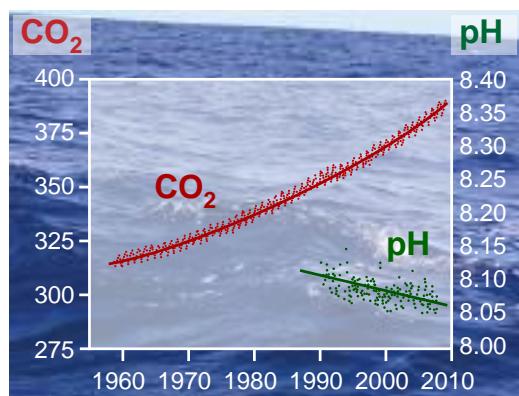


هل يمكنك توضيح كيفية ارتباط الكيمياء بما يناسب مع كل صورة؟

رابطة هيدروجينية



تركيب البلورة السداسية المفتوحة للجليد.



ثاني أكسيد الكربون في الغلاف الجوي ودرجة حموضة المحيط.

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

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

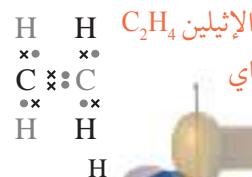
سيأخذك هذا الكتاب، أيضاً، إلى مجالات غير معلومة من العلوم: سيخبرك عن الآثار الناتجة من خمسة إلى سبعة ملايين مادة تقريباً من المواد الكيميائية التي هي من صنع الإنسان، والتي أشارت دراسة حديثة إلى وجودها في بيئتنا، كما ستناول المواد الكيميائية الطبيعية مثل ثاني أكسيد الكربون، حيث يتم إنشاؤها بكميات هائلة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

## بعض أقسام هذا الكتاب

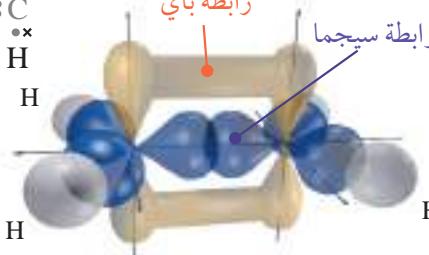
### أسئلة لمناقشة

#### أسئلة المناقشة

ما الذي يقرر ما إن كانت الرابطة أيونية أم تساهمية؟



تقديم أسئلة المناقشة فرصة لصفك ليتحدث عن مفاهيم جديدة ومعلومات.



### الرسوم التوضيحية

قدمت المفاهيم، والبيانات، والأمثلة المهمة لكل فكرة جديدة بالتفصيل من خلال الرسوم التوضيحية ومن خلال الكلمات.

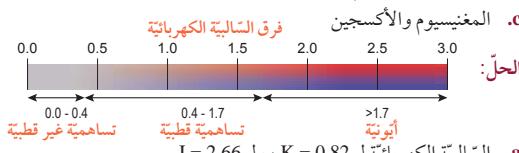
### شريط الأفكار المهمة

#### تحديد النقاط الرئيسية وتذكرها.

إن السالبية الكهربائية هي قدرة الذرات على جذب زوج إلكترونات الرابطة في الرابطة الكيميائية.

### المسائل الرياضية

حدّدت الصيغ والمعادلات بوضوح مع تعريف جميع المتغيرات باستخدام الوحدات الصحيحة.



a. السالبية الكهربائية لـ  $KI$  هي  $0.82 = K - I = 0.82 - 2.66 = -1.84$ . وبناءً عليه فإن الرابطة في المركب  $KI$  هي رابطة أيونية.

### الأمثلة النموذجية

تبين الأمثلة التوضيحية الخطوات والمنطق الصحيح للقيام بالعمليات الحسابية بنجاح.

#### مثال 1

المؤلفة: كتابة التوزيع الإلكتروني لعنصر السيليكون Si.  
الحل: لعنصر السيليكون 14 إلكتروناً.

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

2. ابدأ بملء المستويات الفرعية من الأدنى بالطاقة إلى أعلى، على أن تملأ كل مستوى فرعياً كلّاً قبل الانتقال إلى المستوى الفرعى الذي يليه حتى تصل إلى ملء 12 إلكتروناً، وذلك للسبب الآتى: إذا امتلأ المستوى الفرعى  $3p$ ، يصبح عدد الإلكترونات أكثر من 14 إلكتروناً.

3. ضم الإلكترونات المتبقية في المستوى الفرعى  $3p$ .

### العلم والعلماء

لقد تطورت معرفتنا بالعلوم على مدى أكثر من ثلاثة آلاف سنة؛ لذا توفر هذه القصص التبصّر والإلهام من الجانب الإنساني للعلم والتكنولوجيا. سوف تقابل بعضًا من هؤلاء الناس الرائعين على هذه الصفحات.

### العلوم والعلماء: ليتوس بولينج

في العام 1869، طور ديمتري ميديليف (1834 – 1907) أول جدول دوري حديث، بالاعتماد على تكرار آنماط الخصائص الكيميائية. ومع ذلك، لم يكن يعرف أحد كيف ترابط الذرات. وفي العام 1916، لفت لويس جيلبرت (1875 – 1946) إلى أنَّ الروابط الكيميائية تتكون من أزواج من الإلكترونات، لكنه لم يستطع تفسير سبب تكوين الرابطة الكيميائية.

وكان على الإجابة أن تنتظر خمسة عشر عاماً أخرى حتى طبق ليتوس بولينج، من معهد كاليفورنيا للتكنولوجيا، النظرية الجديدة لميكانيكا الكم. أوضحت ورقة بولينج عام 1931 بعنوان «طبيعة

# الكيمياء

## الأنشطة والمراجعة والتقييم

### الأنشطة

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

### تقويم الدرس

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

### مراجعة الوحدة

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

### تقويم الوحدة

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

### تقويم الوحدة

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

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

تمثل الأجسام الثلاثية الأبعاد من خلال رسم الجسم من الجهة العلوية والجهة الجانبيّة في النّظرَةِ الرياضيّةِ: تمثيل الجهة الأمامية والجهة الجانبيّة على المحور  $x$ . أما الجهة العلوية فتمثّل على المحور  $y$  والجهة الجانبيّة على المحور  $z$ .

### تقويم الدرس 1-1

- قارن بين الأنواع الثلاثة للجسيمات المكونة للذرّة، من حيث موقعها في الذرّة وكتلتها وشحتها.
- ما العدد الذي يُعرف هوية العنصر؟
- ما عدد الإلكترونات ذرة الصوديوم المتعادلة الشحنة الكهربائية، علماً أنّ نواتها تحتوي على 11 بروتوناً؟
- اذكر أعداد الكتام الأربع، وحدد المعلومات التي تقدمها هذه الأعداد حول الأفلاك الذريّة.
- حدد العدد الإجمالي للإلكترونات الذي يمكن أن يتسع لها كلّ نوع من المستويات الفرعية الآتية:  
a. يتسم المستوى الفرعي  $\Delta L = \text{_____}$  من الإلكترونات.

### الوحدة 1

#### مراجعة الوحدة

##### الدرس 1-1: التركيب الذري

- تكون الذرات من البروتونات **Protons** والبيوتونات **Neutrons** والإلكترونات **Electrons**.
- تكون البروتونات والبيوتونات الموجودة داخل النواة 99.9% من كتلتها.
- تكون الإلكترونات سحابة إلكترونية كبيرة حول النواة.
- ترتبط الذرات معاً بواسطة قوة جذب إلكتروستاتيكية **Electrostatic force**.

### تقويم الوحدة

##### الدرس 1-1: التركيب الذري

- اختر من جميع العبارات الآتية ما يعّد خطأ.
- كتل البروتون والبيوتون والإلكترون هي نفسها تقريباً.
- شحنة البروتون الكهربائية تساوي شحنة الإلكترون باستثناء أن إشارتهما مختلفتان.
- تجمع الروابط الأيونية ذرتين معاً، في حين تجمع الروابط التساهمية ذرتان متعدّدتان.
- يعُرف حجم الذرّة بواسطة الإلكترونات، ولكن تُحدّد النواة كتلتها بالكامل تقريباً.

### تقويم الوحدة

- استعن بالجدول الدوري، لتحديد اسم ورمز العنصر الذي له التركيب الإلكتروني  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ؟ على إجابتك.
- اشرح لماذا يكون الصوديوم أيوناً ذات شحنة كهربائية (+1) بينما يكون الكالسيوم أيوناً ذات شحنة كهربائية (+2).
- لماذا يكون الكلور أيوناً شحنته الكهربائية (-1)؟
- ما القاسم المشترك بين التوزيعات الالكترونية للفلزات القلوية الأرضية  $Ca$ ,  $Be$ ,  $Mg$ ؟



## مخطط المادة

1

الوحدة

### التركيب الذري والروابط الكيميائية

لماذا ترتبط ذرة أكسجين واحدة بذرَّيْ هيدروجين لتكوين الماء؟ يفسِّر الفرق بين ترتيب الإلكترونات في الذرات، وفي مستويات الطاقة خصائص العناصر.

2

الوحدة

### الروابط الكيميائية وتركيب المادة

لِمَ يكونه، في درجة حرارة الغرفة، الماء سائلاً، والحديد صلباً، والميثان غازاً؟ القوى الجزيئية بين جزيئات المادة، تقديم شرح لمراحل للحالات الصلبة، والسائل والغازية، وكذلك العديد من الخصائص الأخرى للمادة.

3

الوحدة

### الحسابات الكيميائية

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

## جدول المحتويات

1

الوحدة

### التركيب الذري والروابط الكيميائية

4	التركيب الذري .....	الدرس 1-1
15	التوزيع الإلكتروني .....	الدرس 2-1
32	الروابط الكيميائية .....	الدرس 3-1

2

الوحدة

### الروابط الكيميائية وتركيب المادة

58	السالبية الكهربائية .....	الدرس 1-2
67	الأشكال الهندسية للجزيئات .....	الدرس 2-2
83	القوى الجزيئية البنية .....	الدرس 3-2



C1101  
C1102

# الوحدة 1

## التركيب الذري والروابط الكيميائية

في هذه الوحدة

**الدرس 1-1:** التركيب الذري

**الدرس 2-1:** التوزيع الإلكتروني

**الدرس 3-1:** الروابط الكيميائية

# 1

## الوحدة

### مقدمة الوحدة

عرفت فكرة الذّرات منذ 2000 سنة على أقل تقدير، ولكن لم يتم اكتشاف تفاصيلها المهمّة، إلّا في خلال القرن الماضي فقط. هذا مع العلم أنّ معرفة التنوّع الهائل لأنواع الموادّ، يعتمد على تلك التّفاصيل غير المنظورة لتركيب الذّرات. وبناء على ذلك، فإن كُلّ تفصيل دقيق، تراه أو تختبره في الموادّ، يعتمد على كيفية ترتيب البروتونات والإلكترونات والنيوترونات في ذرات هذه الموادّ.

يعتمد هيكل الجدول الدّوري وبنيته على خصائص التركيب الكيميائي للعناصر. من المعروف أنّ هذه الخصائص تعتمد على الطّريقة التي يتمّ فيها ترتيب الإلكترونات داخل الذّرات. وهنا يجدر الذّكر، أنّ قواعد ميكانيكا الكمّ، تشرح كيفية ترتيب الإلكترونات في أماكن محدّدة تسمّى الأفلاك التي تقيّد الإلكترونات في مستويات طاقة محدّدة. وعليه، يلاحظ أنّ مستويات الطّاقة الخمسة الأوّل تتوافق مع الدورات الخمس الأولى من الجدول الدوري.

ومع أنّ الرابط الكيميائي تتكون بواسطة الإلكترونات، إلّا أنّ بعض الإلكترونات فقط تشارك في التّرابط. ولذلك، يحدّد التّوزيع الدّقيق للإلكترونات في مستوى الطّاقة الأعلى، التّكافؤ وخصائص التّرابط الكيميائي لكُلّ عنصر من العناصر.

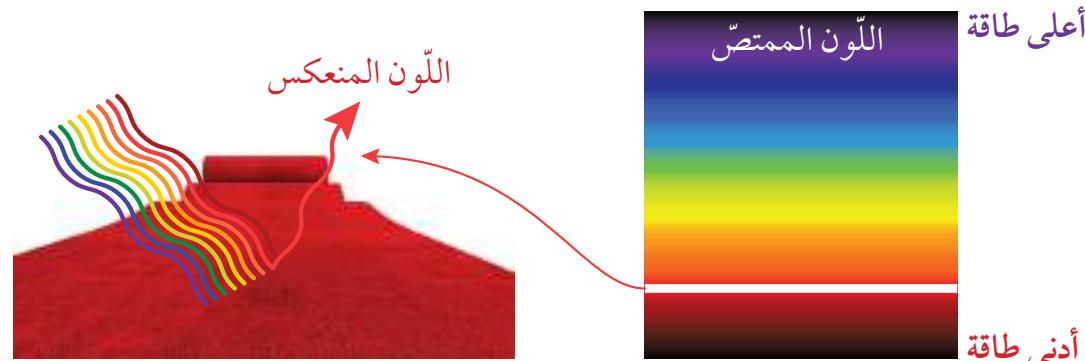
### الأنشطة والتجارب

1-1 أشكال الأفلاك.

2-1 التّوزيع الإلكتروني.

# الدرس 1-1 التركيب الذري

يعتمد لون الضوء على طاقته فأدنى طاقة هي طاقة اللون البنفسجي. ومن المعروف أيضاً أن تكوين الألوان الزاهية والدائمة هي إبداع كيميائي ثمين. إذ يمكن استخراج صبغة حمراء اللون من جذور نبات الفوّة، كما يمكن استخراج صبغات من اللونين الأصفر والبرتقالي من نبتة الزعفران.



## المفردات



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

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

## مخرجات التّعلم

**C1101.2** يصف عدد الكم والطّاقات النّسبية للمستويات الفرعية  $1s, 2p, 3d$  في مستويات الطّاقة الرئيسية  $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d$  والمستويات الفرعية  $4s, 4p$ . ويتعلّم إلى اختلاف الترتيب بين المستويين  $3s$  و  $3p$ .

## تتكوّن المركبات من الذرات

### سؤال للمناقشة

كيف تفسّر السلوك الكيميائي للعناصر؟

كلّ عنصر يتكون من ذرات فريدة خاصّة به. فتكون ذرات العنصر نفسه متطابقة كيميائياً فيما بينها، و مختلفة عن ذرات العناصر الأخرى؛ لذلك نلاحظ أنّ الكثير من ذرات العناصر المختلفة تكون روابط كيميائية مع بعضها، فتتكوّن المركبات. لذا فإنّ المواد من حولنا عبارة عن عناصر ومركبات أو مخاليط، وبعض الأفكار التي توضح تنوع المادة مبيّنة بالشكل 1-1.

#### الفكرة رقم 4

يتكون الجزء الأكبر من المادّة من مخاليط المركبات والعناصر.

- يحتوي عصير البرتقال على:
- الماء
- حمض الستريك
- الفركتوز
- السيليلوز
- حمض الربيتنيك
- حمض الإسكوربيك
- البوتاسيوم
- المغنيسيوم
- الصوديوم ...



#### الفكرة رقم 3

أنواع مختلفة من العناصر تتّحد معاً لتكون المركبات.



#### الفكرة رقم 2

توجد المادّة أمّا بالحالة الصلبة أو السائلة أو الغازية.

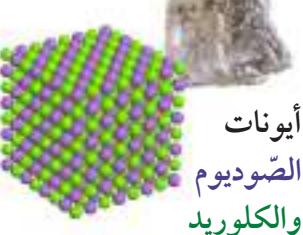
#### الثلج الصلب



#### الفكرة رقم 1

تتكوّن المادّة من جسيمات صغّيرة جدّاً: ذرات، أو أيونات أو جزيئات

#### الملح



**الشكل 1-1** توضح هذه الأفكار الأربع التنوّع في المادّة التي نراها.

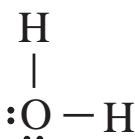
هذا التنوّع في المادّة يعتمد على التركيب الدّاخلي للذرة، المسؤول عن الخصائص الفريدة لكلّ عنصر في الجدول الدّوري. فعلى سبيل المثال، يتكون جزيء الماء من ذرة واحدة من عنصر الأكسجين التي اتحدت كيميائياً مع ذرتين من عنصر الهيدروجين. هذه النسبة المحدّدة 2:1 لتكون جزيء الماء ناتجة عن كيفية ترتيب الإلكترونات في كلّ من ذرات الأكسجين، وذرات الهيدروجين. يبيّن الشّكل 2-1 طائق مختلفة لوصف المركب الكيميائي مثل الماء؛ إذ بيّن الصيغة الكيميائية عدد ذرات كلّ عنصر في الجزيء ونوع الذرات، أمّا التركيب البنائي فيبيّن كيف تترابط الذرات في الجزيء.

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



#### الصيغة الكيميائية

#### التركيب البنائي



رمز يشير إلى  
الهيدروجين

رمز يشير إلى  
الأكسجين

#### نموذج



مؤشر يدلّ على وجود ذرتين  
من الهيدروجين

لامؤشر يدلّ على  
وجود ذرة أكسجين  
واحدة

**الشكل 2-1** ثلاث طرق مختلفة لوصف مركب كيميائي.

## سؤال للمناقشة

ما مكونات الذرة؟

## البنية الداخلية للذرة

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

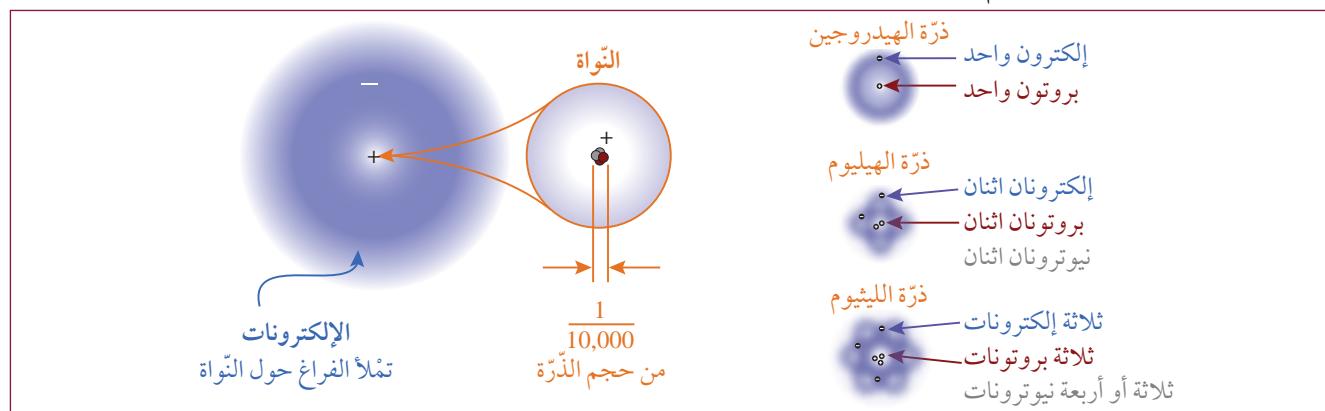
ويمكن التمييز بين هذه الجسيمات من خلال الكتلة والشحنة. إذ إن الإلكترون له شحنة سالبة، وكتلة تساوي  $9.109 \times 10^{-31}$  Kg، أمّا البروتون فإنّ له شحنة موجبة، وكتلة تساوي 1840 مرّة كتلة الإلكترون. كتلة النيوترون متساوية تقريباً لكتلة البروتون، ولكنّ شحنة النيوترون تساوي صفرًا. يبيّن الجدول 1-1 خصائص الجسيمات الثلاثة الرئيسيّة المكوّنة 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) =  $1.66 \times 10^{-27}$  Kg وحدة الكتلة الذرية (amu) =  $1.60 \times 10^{-19}$  C

الجدول 1-1 خصائص الجسيمات المكوّنة للذرة.

ترتّب جسيمات الذرة داخلها بطريقة مميّزة، إذ تكون البروتونات والنيوترونات نواة الذرة ذات الحجم الصغير جدّاً، ولكنّها تحتوي على معظم الكتلة تقريباً. أمّا الإلكترونات فتكوّن سحابة حول النواة التي بدورها تشكّل تقريباً حجم الذرة. يبيّن الشكل 1-3 البنية العامة للذرة.



الشكل 1-3 البنية العامة للذرة.

يمكن وصف التركيب الذري من خلال استنتاجات العلماء كالتالي:

1. **العدد الذري (Atomic number) (Z)** 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).

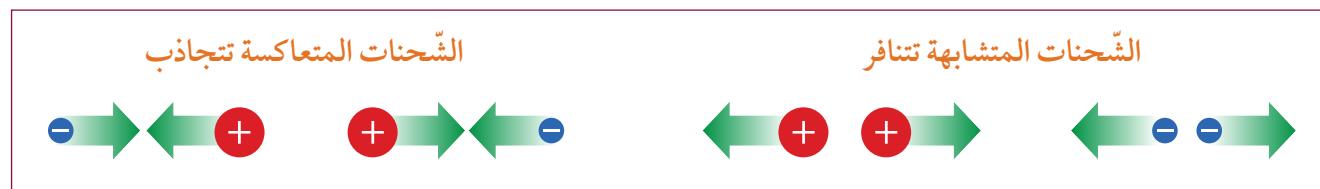
4. تحدّد الإلكترونات جميع الخواص الكيميائية للعناصر، وذلك لأنّ الذرات تتفاعل معًا من خلال

إلكتروناتها الخارجية، والتي تسمى **الإلكترونات التكافؤ (Valence electrons)**.

5. تتركز كتلة الذرة في النواة.

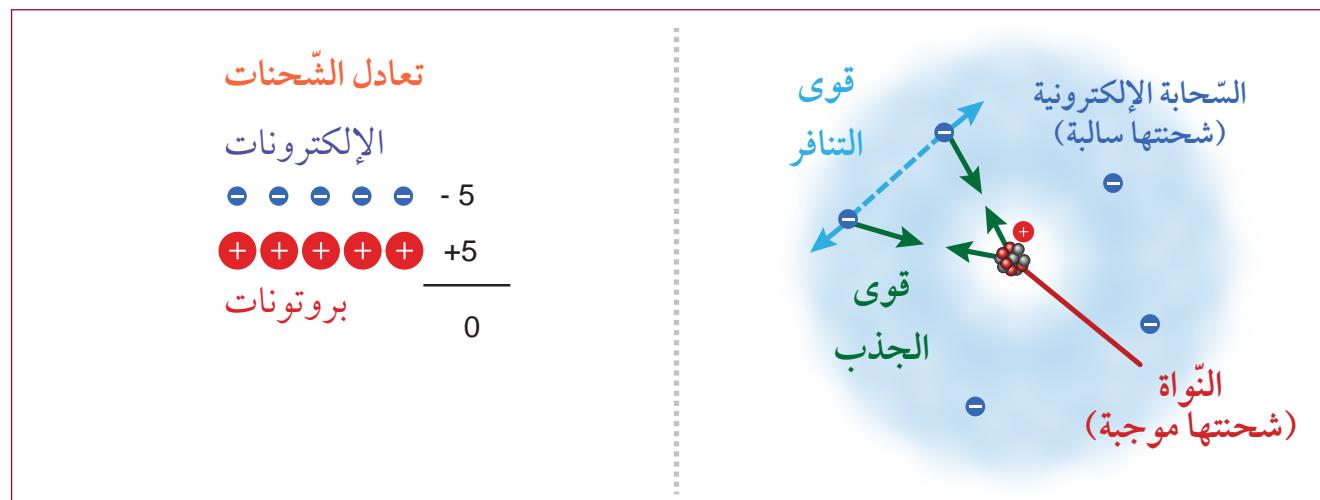
## القوى الكهربائية السّاكنة (الإلكتروستاتيكية) في الذّرة

تمثّل الشّحنة الكهربائية **Electric charge** (شأنها كالكتلة) خاصيّة أساسية للمادّة. يوجد نوعان من الشّحنة الكهربائيّة، هما موجبة وسالبة. الشّحنات الموجبة والشّحنات السالبة تتجاذب مثل قطبي الشّمال والجنوب في المغناطيس. في حين أنّ شحتين موجبتين تتنافران وتبعادان، وكذلك تنافر الشّحنات السالبتان، كما في الشّكل 1-4.



الشّكل 1-4 القوى بين الشّحنات الكهربائية.

تملك البروتونات والإلكترونات كتلاً مختلفة تماماً، ولكنّ لهما قيمة الشّحنة الكهربائية نفسها. وتختلف الواحدة عن الأخرى في أنّ شحنة الإلكترون سالبة، في حين أنّ شحنة البروتون موجبة. إنّ التّساوي في قيمة الشّحنات من جهة، والتّعاكس في إشاراتها المختلفة من جهة أخرى، هما السبب في أنّ الشّحنة الكهربائية لا تظهر على الذّرات. فالشّحنة الموجبة لكلّ بروتون تلغى بالضبط الشّحنة السالبة لكلّ إلكترون، مما يجعل مجموع شحنة الذّرة المتعادلة صفرّاً (الشّكل 1-5).



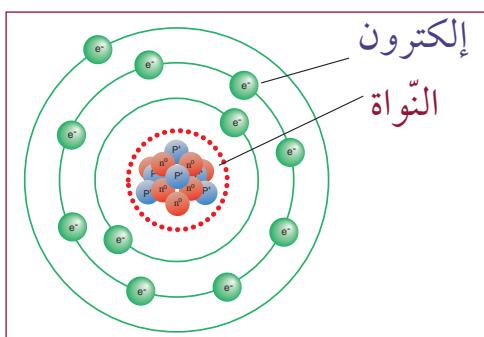
الشّكل 1-5 تُسجّل بنية الذّرة من التّوازن بين قوى التجاذب بين الإلكترونات والبروتونات من جهة، وقوى التّناfar بين الإلكترونات من جهة أخرى.

تؤدي القوى بين الشّحنات الكهربائية في الذّرة إلى تماسكها وثباتها.



تتجاذب البروتونات الموجبة والإلكترونات السالبة بواسطه قوّة كهربائيّة ساكنة. وتكون هذه القوّة الكهربائيّة الساكنة **الإلكتروستاتيكية** **Electrostatic force** كبيرة جدّاً على مقاييس الذّرات، إذ إنّها تزيد على  $10^{39}$  مرّة من قوّة الجاذبية. تعدّ القوّة الإلكتروستاتيكية سبباً لكلّ تفاعل كيميائيّ ولجميع خصائص المادة القابلة للملاحظة تقريباً، مثل حالات المادة الصلبة أو السائلة أو الغازية، كما أنّها تفسّر كيفية تكون الروابط الكيميائيّة بين الذّرات.

## نموذج بور للذرّة ونظرية الكم



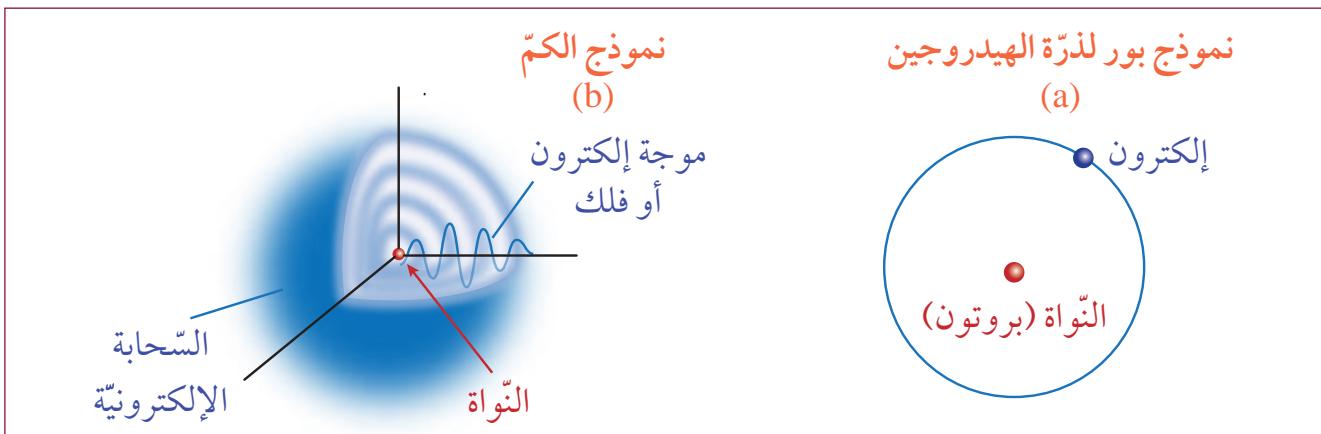
الشكل 1-6 نموذج بور الذرّي . وبحسب نموذج بور:

اقتصر العالم الفيزيائي الدنماركي نيلز بور، النّموذج الذرّي الأول عام 1913، وقد شبّه بور نموذج الذرّة بالنّظام الشمسيّ، إذ تدور الإلكترونات في مدارات حول النّواة نتيجة التجاذب الإلكترونيستاتيكيّ، كما تدور الكواكب حول الشمس. يبيّن

- يدور الإلكترون حول نواة الذرّة في مدارات دائريّة محدّدة الطّاقة.
- تزيد طاقة المدار كلّما زاد بعده عن النّواة .
- يكون الإلكترون ذو الطاقة الأقل في مستوى الطاقة الأدنى أي في المدار الأقرب إلى نواة الذرّة.
- تزيد طاقة الإلكترون كلّما ابتعد مداره عن نواة الذرّة.

تبين للعلماء، في بداية القرن العشرين، أنّ نموذج بور للذرّة 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 وكأنّه مكوّن من جسيمات (له كتلة)، وفي الوقت نفسه له خاصيّة موجيّة. وكان لافتراض دي برولي دور بارز في تغيير مفاهيمنا للمادة.

لم يستطع نموذج بور البسيط للذرّة، المبيّن بالشكل 1-6a، أن يفسّر خواص الذرّة بالطّريقة التي تنسجم مع النّموذج الموجيّ للإلكترون ، المبيّن بالشكل 1-6b. لذلك وفي عام 1926، طوّر العالم شرودينجر نظرية تعرف **بنظرية الكم Quantum theory** التي تنصّ على احتمال وجود الإلكترون في منطقة معينة من الفراغ المحيط بالنّواة، وليس في مستويات محدّدة الأبعاد، كما أوضح بور. أطلق على هذه المنطقة من الفراغ التّلائّية الأبعاد، والتي يحتمل وجود الإلكترون فيها اسم **الأفلاك Orbitals**، وهو ما يمكن وصفه ، بطريقة أخرى ، بأنّه السّحابة الإلكترونيّة المحيطة بالنّواة. وهذه السّحابة الإلكترونيّة تتكون من مجموعة من الأفلاك المنتشرة حول النّواة بحجم 10,000 مرّة أكبر من حجم النّواة مرتبة في **مستويات طاقة Energy levels or shells**. كما أنّ هذه السّحابة تحدّد حجم الذرّة والسلوك الكيميائيّ للعنصر.



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

## 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 الأربع هي:

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

قيمة $\ell$	رمز المستوى الفرعى
0	s
1	p
2	d
3	f

**الجدول 1-2** الأحرف التي تدل على مستويات الطاقة الفرعية بحسب قيم  $\ell$ .

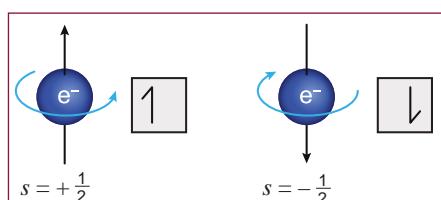
**2. عدد الكم الثانوي ( $\ell$ )** Angular quantum number ، يدل هذا العدد على شكل كل فلك ، وأعداد مستويات الطاقة الفرعية في كل من مستوى طاقة رئيس. ويأخذ هذا العدد قيمًا صحيحة بين صفر والقيمة ( $n-1$ ) ، أي أن عدد الكم الثانوي يأخذ القيم (0,1,2,3). فكل قيمة لعدد الكم الثانوي تمثل شكل مستوى فرعى معين .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

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

يَسْعُ الْفَلَكُ الْوَاحِدُ لِلْكَتْرُونِينَ فَقَطُّ.



**4. عدد الكم المغزلي (s)** Spin quantum number يعبر هذا العدد عن اتجاه دوران (غزل) الإلكترون حول نفسه ، وتتم حركة الإلكترون المغزلي في أحد الاتجاهين المتعاكسين ضمن الفلك الواحد؛ لذا يَتَّخِذُ 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 التناقض بين إلكتروني الفلك الواحد كما يبيّن **الشكل 1-8** غزل الإلكترون.



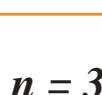
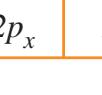
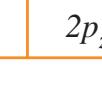
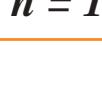
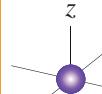
**الشكل 1-8** غزل الإلكترون.

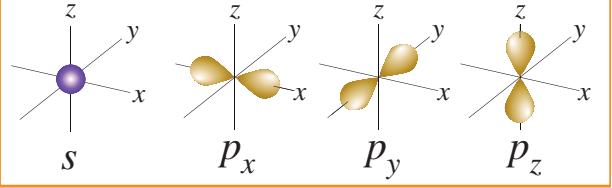
**الشكل 1-3** يبيّن الجدول 1-3 أعداد الكم لأول ثلاثة مستويات طاقة.

<b>s</b>	<b>m</b>	<b><math>\ell</math></b>	<b>n</b>	<b>أعداد الكم الأربع</b>	
$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	0	0	1	القيم المتاحة	
$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	0	0			
$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	-1, 0, 1	1			
$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	0	0	2		
$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	-1, 0, 1	1			
$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	-2, -1, 0, 1, 2	2			

## أشكال الأفلاك والمستويات الفرعية

**الفلك Orbit** هو المنطقة التي يمكن أن يوجد فيها الإلكترون حول نواة ذرة مفردة (حرة). تعتمد أشكال الأفلاك على أعداد الكم، كما يبيّن الجدول 1-4. إذ أن هناك فروقات بين الأفلاك الذرية المختلفة وبخاصة من حيث الشكل. نلاحظ أنّ أفلاك (s) ذات شكل كرويٍّ متماثل، أمّا أفلاك (p) فلها شكل حبّتين من الكثثير (تشبه الرقم 8 علمًا أنها ثلاثة الأبعاد) وأفلاك (d) وأفلاك (f) الأكثر تعقيداً.

النوع	s	p	d						
$\ell$	0	1	2						
$m$	0	-1, 0, 1	-2, -1, 0, 1, 2						
$n = 3$		 3p <sub>x</sub>	 3p <sub>y</sub>	 3p <sub>z</sub>	 3d <sub>xy</sub>	 3d <sub>yz</sub>	 3d <sub>z^2</sub>	 3d <sub>zx</sub>	 3d <sub>x^2-y^2</sub>
$n = 2$		 2p <sub>x</sub>	 2p <sub>y</sub>	 2p <sub>z</sub>	أشكال المستويات الفرعية و $p_z, p_y, p_x$ في نظام ثلاثي الأبعاد				
$n = 1$		 s							



الجدول 4-1 أعداد الكم وأنواع الأفلاك.

عدد **المستويات الفرعية Sublevel** في مستوى الطاقة الرئيس يساوي عدد الكم الرئيس ( $n$ )؛ لذلك، فإن المستوى الرئيس الأول ( $n=1$ )، يحتوي فقط على مستوى فرعى واحد ( $1s$ ) له عددي الكم  $l=0$  و  $m=0$ . ويحتوي المستوى الرئيس الثاني ( $n=2$ )، على مستويين فرعيين أحدهما هو  $2s$  والأخر  $2p$  ذو أعداد الكم الآتية:  $[+1, 0, -1]$ ، وبذلك نجد للمستوى الفرعى  $2p$  ثلاثة أفلاك تمتد في اتجاهاتها على مدى المحاور في نظام ثلاثي الأبعاد وهي  $2p_x, 2p_y, 2p_z$ . تحلل الأفلاك الثلاثة هذه مناطق مختلفة من الفراغ المحيط بالنواة لتقليل طاقة التناحر الكلية بين الإلكترونات المتداخلة.

يحتوي المستوى الرئيس الثالث  $n=3$  على ثلاثة مستويات فرعية تتضمن الفلك  $3s$  وثلاثة أفلاك  $3p$  وخمسة أفلاك  $3d$ ، تتناسب مع قيم عدد الكم المغناطيسي  $m$  الخمسة، وعدد الكم الثانوي  $l=2$ . أمّا المستوى الفرعى  $f$ ، الذي لا يتواافق إلا في مستويات الطاقة المتواقة مع أعداد الكم الرئيسة 4 وما فوق، وعدد الكم الثانوي  $l=3$ ، فله سبعة أفلاك مختلفة ذات أشكال معقدة جدًا.

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



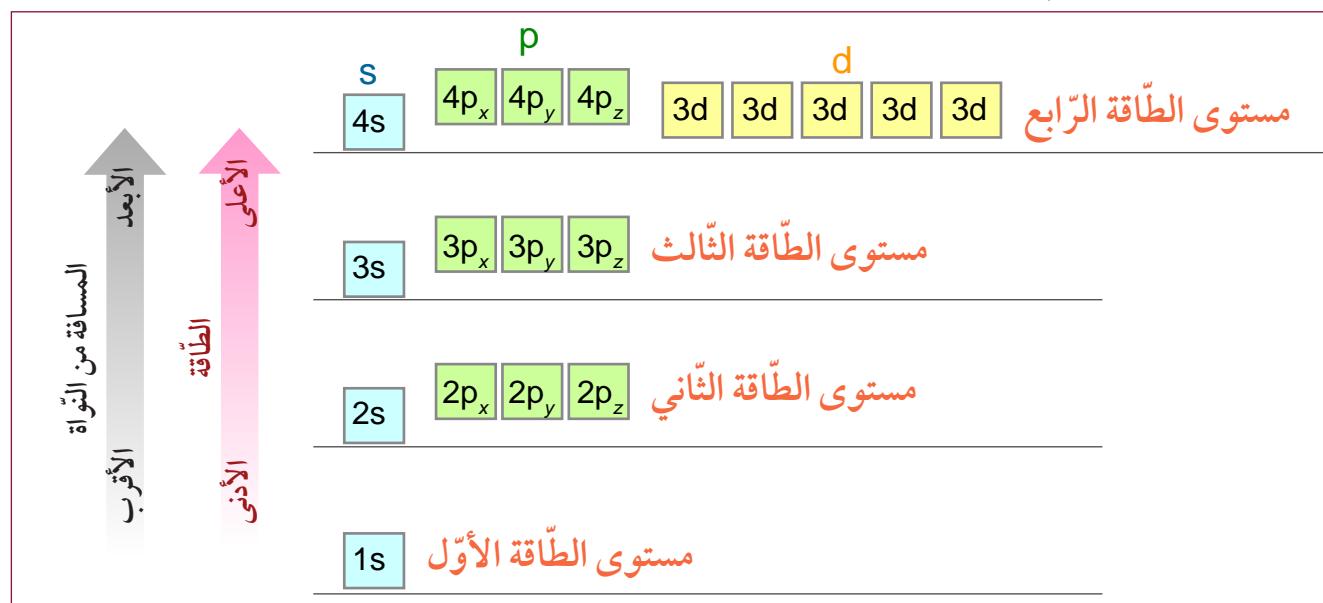
## مستويات الطّاقة

تحدد طاقة الأفلاك من خلال طاقة الإلكترون الذي لديه أعداد الكم الأربعة في ذلك الفلك. إذ تصف الأفلاك متوسط موقع وجود كلّ إلكترون. وبما أنّ متوسط معدل 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 الشّكل 9-1 كيفية المقارنة بين طاقات الأفلاك.

**مستوى الطّاقة Energy level** هو مجموعة من الأفلاك التي لديها تقريرًا طاقة متقاربة. مع العلم أنّ المستويين الفرعين  $2s$  و  $2p$  يوجدان في مستوى الطّاقة نفسه، ولكنّهما يختلفان قليلاً بالطاقة؛ وهذا تكون طاقة إلكترونات المستوى الفرعي  $2s$  أقلّ من طاقة الكترونات المستوى الفرعي  $2p$ ، لذلك يملأ المستوى الفرعي  $(s)$  بالإلكترونات قبل المستوى الفرعي  $(p)$  وهو موجودان في مستوى الطّاقة نفسه. كذلك يجب ملاحظة أنّ أعداد الكم، ومستويات الطّاقة، ليست هي نفسها دائمًا.

إذ نلاحظ أنّ أفلاك مستوى طاقة فرعي لمستوى طاقة رئيسي معين ممكّن أن تتدخل مع أفلاك مستوى طاقة فرعي لمستوى طاقة رئيسي آخر خاصة في مستويات الطّاقة العليا.

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



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

مستوى الطّاقة هو مجموعة من الأفلاك التي لديها تقريرًا طاقة متقاربة.



تكون قوّة جذب النّواة للاكترونات قويّة جدًا، وهي أقوى بكثير من قوّة الجاذبية. ولمعرفته مدى قوّتها، تكون قيمة الفرق في طاقة الإلكترون من الفلك  $2s$  إلى الفلك  $3s$  تعادل فرق الطّاقة اللازمة لرفع الكرة من الأسفل إلى مرتفع يعلو أربعة ملايين مرّة ارتفاع قمة إفرست الذي يبلغ 8,848 متراً.

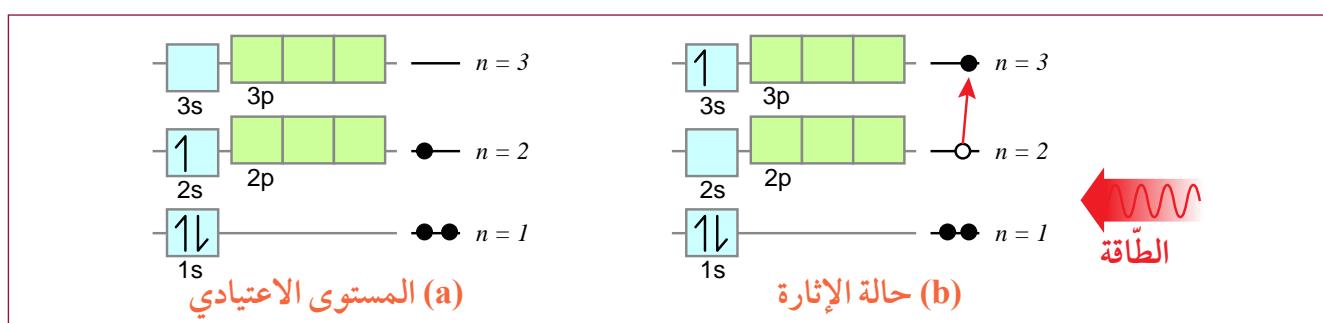
## الدّلالة على مستويات الطّاقة



الشكل 11-1 طيف عنصر الليثيوم.

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

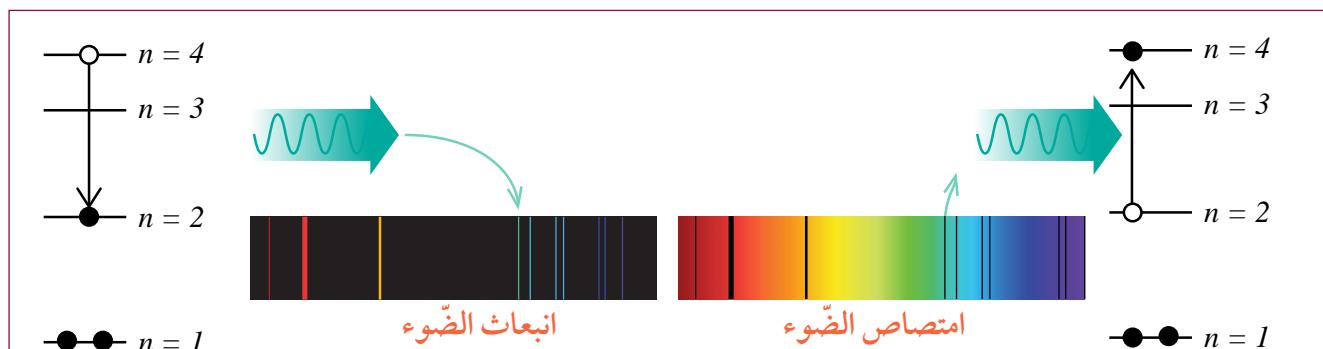
يتكون الطيف نتيجة مستويات الطاقة المختلفة في الذرة. توجد الذرة في المستوى الاعتيادي Ground state عندما تكون الإلكترونات في الأفلак الأدنى طاقة المحتملة. أي أدنى توزيع طاقة للذرة. فعلى سبيل المثال، تحتوي ذرة الليثيوم في المستوى الاعتيادي على إلكترونين اثنين في الفلك 1s وإلكترون واحد في الفلك 2s كما يبيّن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



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 انبعاثه أو باستخدام الكهرباء، أو من خلال التصادم مع ذرات أخرى. وتكون الذرة في حالة الإثارة Excited state عندما يتواجد إلكترون أو أكثر في فلك أعلى من المستوى الاعتيادي. كما هو مبيّن بالشكل 12-1.b، إذ تعدد ذرة الليثيوم في حالة الإثارة، عندما يتواجد 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. فألوان الطيف تعتمد على الاختلافات في الطاقة بين مستويات الطاقة؛ فعندما يتنقل إلكتروناً في ذرة الليثيوم من المستوى الفرعي 4s إلى المستوى الفرعي 2s ينبعث الضوء الأزرق -المخضر-. كما يمكن لذرة الليثيوم في المستوى الاعتيادي أن تمتضض الضوء الأزرق -المخضر- لترفع إلكتروناً من مستوى الفرعي 2s إلى مستوى الفرعي 4s.



الشكل 13-1 تمتضض الذرات الضوء وتبعه من خلال حركة الإلكترونات كما في ذرة الليثيوم.



## أشكال الأفلاك

1-1

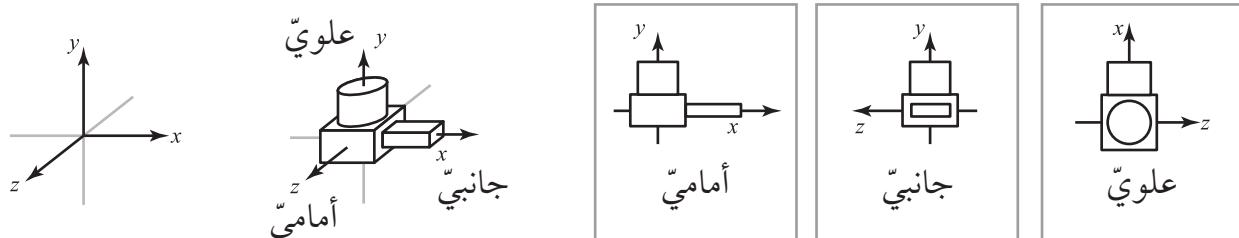
كيف تكون أشكال الأفلاك المختلفة؟

سؤال الاستقصاء

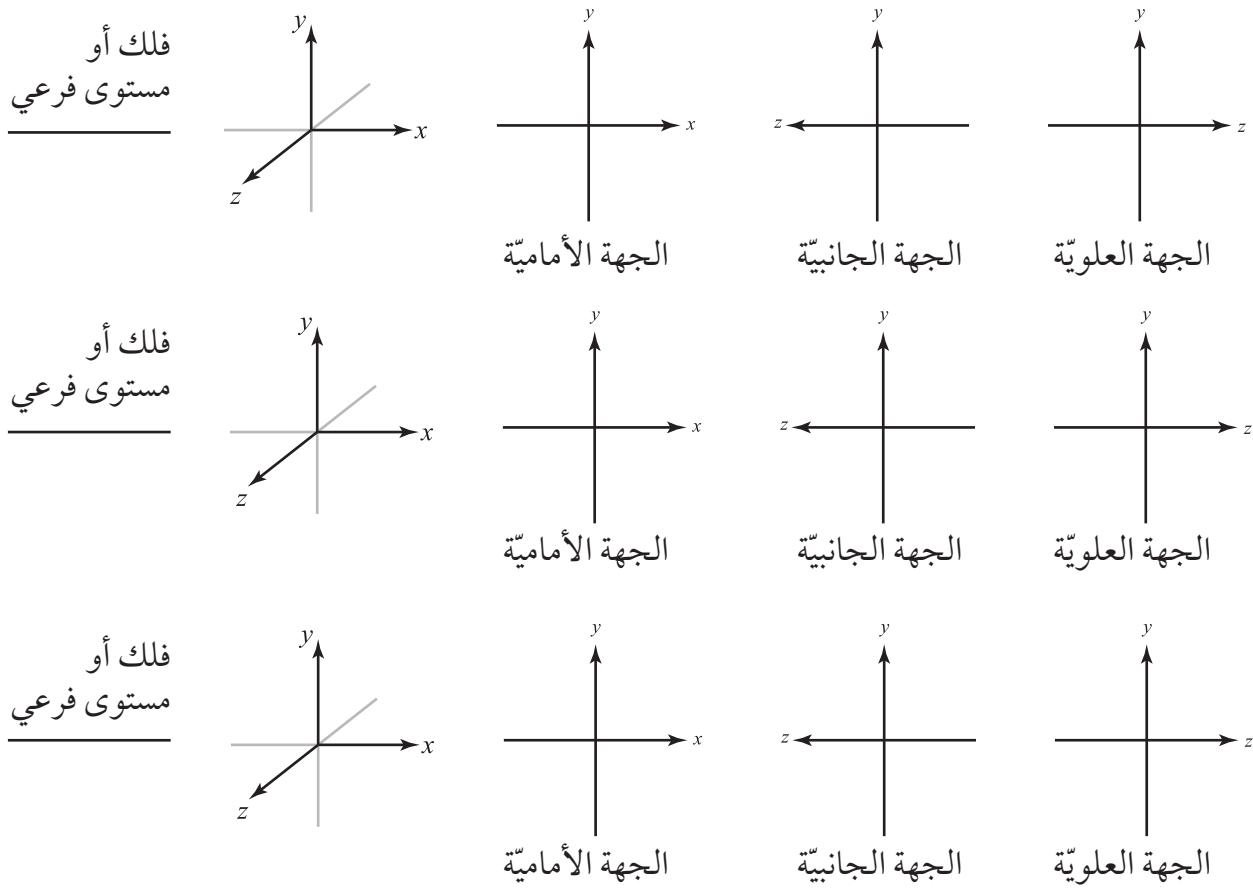
ورقة عمل - حاسوب - إنترنت.

المواد المطلوبة

تمثّل الأجسام الثّلاثيّة الأبعاد من خلال رسم الجسم من الجهة العلوّيّة والجهة الأماميّة والجهة الجانبيّة. في النّظرية الرياضيّة: تمثّل الجهة الأماميّة على المحور  $z$ . أمّا الجهة العلوّيّة فتمثّل على المحور  $y$  والجهة الجانبيّة على المحور  $x$ .



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



## تقويم الدرس 1-1

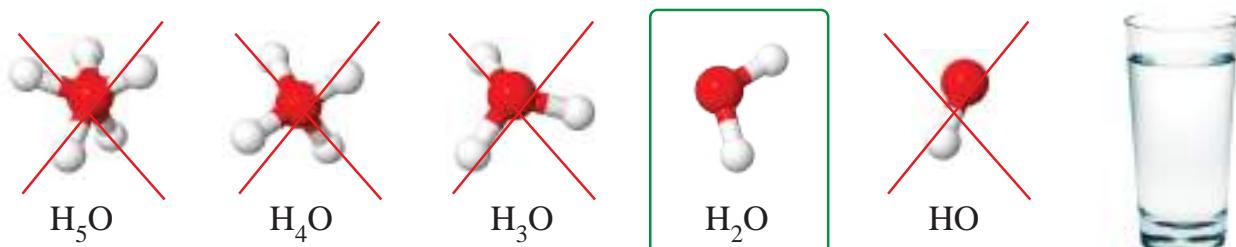
- .1. قارن بين الأنواع الثلاثة للجسيمات المكونة للذرّة، من حيث موقعها في الذرّة وكتلتها وشحنتها.
- .2. ما العدد الذي يحدد هويّة العنصر؟
- .3. ما عدد إلكترونات ذرّة الصوديوم المتعادلة الشّحنة الكهربائيّة، علمًا أنّ نواتها تحتوي على 11 بروتوناً؟
- .4. أُذكِّر أعداد الكم الأربع، وحدّد المعلومات التي تقدّمها هذه الأعداد حول الأفلاك الذريّة.
- .5. حدّد العدد الإجمالي لإلكترونات الذي يمكن أن يتّسع لها كُلّ نوع من المستويات الفرعية الآتية:
- يتّسع المستوى الفرعي  $s$  لـ \_\_\_\_\_ من الإلكترونات.
  - يتّسع المستوى الفرعي  $p$  لـ \_\_\_\_\_ من الإلكترونات.
  - يتّسع المستوى الفرعي  $d$  لـ \_\_\_\_\_ من الإلكترونات.
  - يتّسع المستوى الفرعي  $f$  لـ \_\_\_\_\_ من الإلكترونات.
- .6. بالإشارة إلى المستوى الاعتيادي وحالة الإثارة للإلكترون:
- ما الفرق بينهما؟
  - أيّهما الأبعد من النّواة؟
- .7. في مقطع الجدول الدّوري أدناه، أيّ من هذه العناصر لديها الكترون واحد في الفلک  $s$ ؟
- |                                  |                                 |                               |                                  |                                |                              |                                     |                                   |
|----------------------------------|---------------------------------|-------------------------------|----------------------------------|--------------------------------|------------------------------|-------------------------------------|-----------------------------------|
| <b>1</b><br><b>H</b><br>هيدروجين | <b>3</b><br><b>Li</b><br>ليثيوم | <b>5</b><br><b>B</b><br>بورون | <b>7</b><br><b>N</b><br>نيتروجين | <b>8</b><br><b>O</b><br>أكسجين | <b>9</b><br><b>F</b><br>فلور | <b>12</b><br><b>Mg</b><br>ماگنيسيوم | <b>19</b><br><b>K</b><br>بوتاسيوم |
|----------------------------------|---------------------------------|-------------------------------|----------------------------------|--------------------------------|------------------------------|-------------------------------------|-----------------------------------|
- .8. ما العلاقة الرياضية بين عدد الكم الرّئيس  $n$  وعدد أفلاك مستوى الطّاقة الرّئيس، وبين عدد الإلكترونات الّازمة لإشباع المستوى الرّئيس؟
- .9. ما عدد الإلكترونات التي يمكنها أن تشغل مستويات الطّاقة الرّئيسة عندما يكون:
- $n = 3$ . b       $n = 1$ . a
- .10. ما الفلک الذي لديه أعداد الكم الأربع الآتية:  $(n, l, m, s) = (2, 1, 1, -\frac{1}{2})$ .
- .11. علل:
- لا يتنافر إلكترونا الفلک الواحد.
  - يتّسع المستوى الفرعي  $d$  لعشرة إلكترونات فقط.
- .12. فيما يختلف الإلكترونان الموجودان في المستوى الفرعي  $3p_y$ ؟

# الدرس 2-1

## التوزيع الإلكتروني

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

الماء، هذا المركب الكيميائي الأكثـر أهمـيـة في الحـيـاة صـيـغـتـه الكـيـمـيـائـيـة  $H_2O$  وليس  $H_3O$  أو  $H_5O$ . لماذا؟ هل يرجع ذلك إلى ذرات الأكسجين والهيدروجين التي تترابط بنسـبـ مـحـدـدـةـ، وهـيـ ذـرـتـاـ هـيـدـرـوـجـينـ مـقـابـلـ ذـرـةـ أـكـسـجـينـ وـاحـدـةـ؟



الجواب عن هذا السؤال يكمن في كيفية ترتيب الإلكترونات في كل من ذرات الهيدروجين والأكسجين. حيث تحدد الإلكترونات، تقريباً، السلوك الكيميائي للمادة. إذ إن الروابط الكيميائية التي تكون الماء  $H_2O$ ، على سبيل المثال، وشكل هذا الجزيء، يحدّدان من خلال الأفلاك التي تحتوي على عدد معين من الإلكترونات.

أوجد علم الكيمياء لغة تصف كيفية ترتيب الإلكترونات في الذرة. وب مجرد معرفتك بهذه اللغة، يمكنك توقع العنصر الذي يمكن أن يرتبط مع العنصر الآخر، وتحديد نسبتهما. التوزيع الإلكتروني يتوقع أن يتّحد الأكسجين والهيدروجين على شكل  $H_2O$ ، وأن يتّحد النّيتروجين والهيدروجين على شكل  $NH_3$ .

### المفردات



### مخرجات التعلم

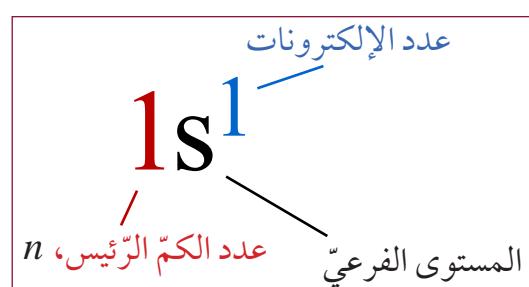
Electron configuration	التوزيع الإلكتروني
Aufbau principle	مبدأ أوفاو للبناء التصاعدي
Isoelectric	متـساـوـ في عـدـدـ الـإـلـكـتروـنـاتـ
Valence electrons	إلكترونات التكافؤ
Hund's rule	قاعدة هوند
Valency	التكافؤ
Pauli exclusion principle	مبدأ الاستبعاد لباولي
Lewis dot structure	تمثيل لويس النقاطي

**C1101.3** يكتب التوزيع الإلكتروني للذرات والأيونات باستخدام عدد البروتونات (والشحنة) وبالاعتماد على صيغة  $s, p, d, f$  ويطبق قواعد التوزيع الإلكتروني.

## التوزيع الإلكتروني

قدمت نظرية الكم وصفاً متطوراً للذرة مقارنة بنموذج بور، لأنها وضعت وصفاً للتوزيع الإلكتروني في الذرات. **التوزيع 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. أمّا الحرف s فيحدد نوع المستوى الفرعية، وبالتالي الرقم العلوي 1 يحدد عدد الإلكترونات الموجودة في الفلك  $1s$  كما يبيّن الشكل 1-14. ويتم التوزيع الإلكتروني وفقاً لما يلي:

- مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي Aufbau principle:** يحتل الإلكترون المستوى المُسْتَوِي الفرعى ذا الطاقة الأدنى الذي يستطيع أن يشغله. لذلك، تتوزع الإلكترونات على مستويات الطاقة الرئيسية، والمستويات الفرعية بحسب ترتيبها التصاعدي من حيث الطاقة.
- مبدأ باولي للاستبعاد Pauli exclusion principle :** لا يوجد إلكترونان في الذرة نفسها، يكون لهما قيم أعداد الكم الأربع نفسها.
- قاعدة هوند Hund's rule:** تمتلئ الأفلاك الفرعية ( $p_x, p_y, p_z$ ) بالإلكترونات بشكل فردي قبل أن تمتلئ بصورة مزدوجة، وبذلك يجعل التنافر بين الإلكترونات في حده الأدنى، فيتخد ترتيب الإلكترونات الطاقة الأدنى.



الشكل 14-1 كيفية قراءة التوزيع الإلكتروني.

### مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي

تحتوي ذرات العناصر المختلفة على أعداد مختلفة من الإلكترونات، ولكل ذرة عنصر تركيب إلكتروني خاص بها يختلف عن تركيب باقي العناصر الأخرى. والقاعدة العامة لتوزيع الإلكترونات أنها تتحتل المستويات الفرعية بحيث:

- تنظم الإلكترونات في الذرة في مستوى له أقل طاقة ممكنة.
- يطبق مبدأ الاستبعاد بحيث لا يمكن أن تجد إلكترونين في الذرة نفسها، لهما أعداد الكم الأربع نفسها. على سبيل المثال، يوجد إلكترونان الأولان للذرة في مستوى الطاقة الأول  $1s$ ، وبالتالي، لا يمكن للإلكترون الثالث أن يوجد في  $1s$ ، إذ إن طاقته أعلى، لذلك يشغل مستوى الطاقة الثاني  $2s$ ، وذلك تبعاً لمبدأ الاستبعاد.

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



$3s$ $3p$ $3d$ $2s$ $2p$ $2d$ $1s$ $p_x$ $p_y$ $p_z$ $1s^1$ <b>الهيدروجين</b>	$3s$ $3p$ $3d$ $2s$ $2p$ $2d$ $1s$ $1s^1$ <b>الليثيوم</b>	$3s$ $3p$ $3d$ $2s$ $2p$ $2d$ $1s$ $1s^1$ $2s^2 2p^4$ <b>الأكسجين</b>
---	--	---

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

## مبدأ باولي للاستبعاد والجدول الدوري

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

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

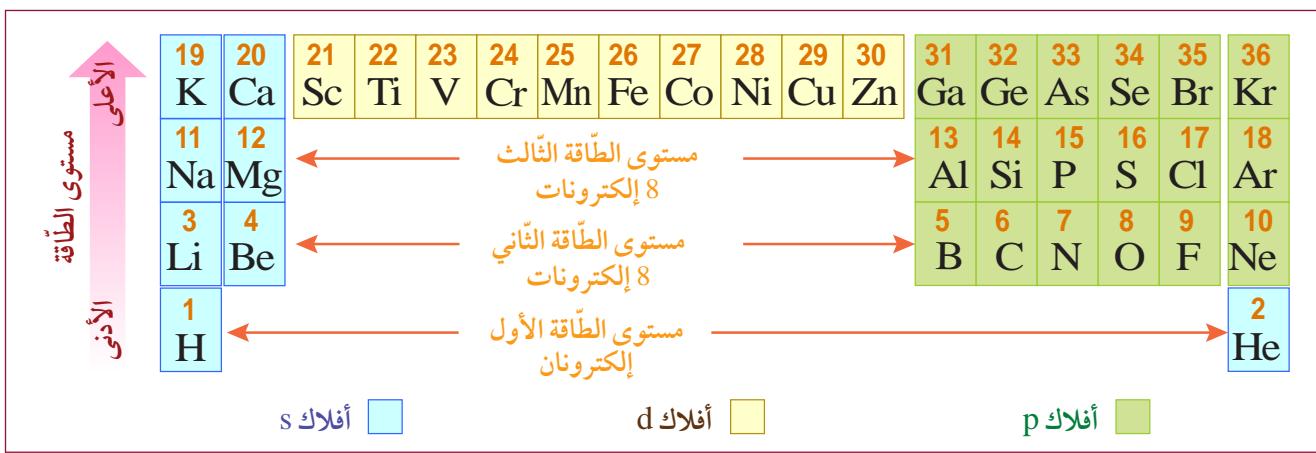
**الجدول 1-5** أعداد الكم وعدد الأفلاك والإلكترونات في كل مستوى طاقة.

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

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

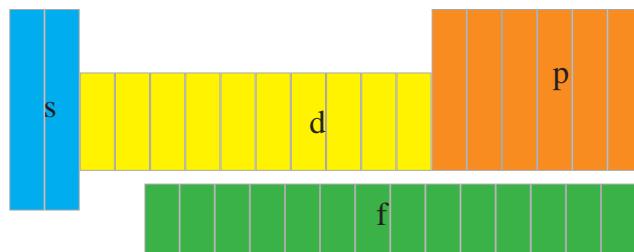
تمثل الدورة في الجدول الدوري عدد مستويات الطاقة الرئيسية حول نواة الذرة.

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 (He, H) الدورة الأولى من الجدول الدوري الذي يحمل إلكترونيين اثنين كحد أقصى في الفلوك 1s، ويمثل مستوى الطاقة الثاني (Li) الدورة الثانية من الجدول الدوري مع كل من المستويين الفرعيين s و p اللذين يحملان مجتمعين ثمانية إلكترونات.



الشكل 1-10 a الجدول الدوري ومستويات الطاقة.

الشكل 1-10 b فئات الجدول الدوري.



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

## قاعدة هوند

الأفلاك ( $p$ ) الثلاثة ( $p_z, p_y, p_x$ ) لها الطاقة ذاتها ، وذلك لوجودها على مسافة متساوية من النواة. وللتقليل من تنازع إلكتروناتها، تمتلك الأفلاك الفرعية ( $p_z, p_y, p_x$ ) بالإلكترونات بشكل فردي قبل أن تمتلك بصورة مزدوجة، وبذلك يجعل التنازع بين الإلكترونات في حد الأدنى، فيتخدم ترتيب الإلكترونات الطاقة الأدنى. وهذا ما يسمى **بقاعدة هوند Hund's rule** نسبة إلى العالم فريديريك هوند الذي اكتشف ذلك عام 1925. يبيّن الجدول 6-1 كيفية تطبيق قاعدة هوند على التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر: البورون والكربون والنّيتروجين والأكسجين. لاحظ التوزيع الإلكتروني لذرّة عنصر النّيتروجين، 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 تشغّل أفلاك هذا المستوى بشكل فردي أوّلاً.



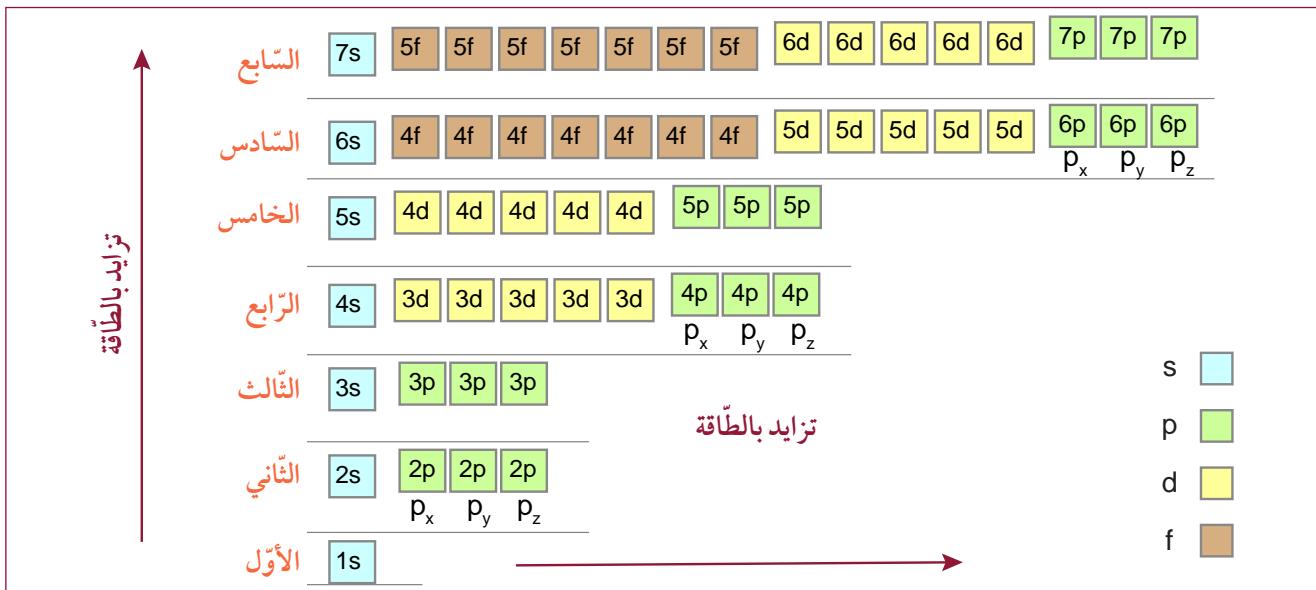
1s	2s	2p <sub>x</sub>	2p <sub>y</sub>	2p <sub>z</sub>	التوزيع الإلكتروني	
1	1	1			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	البورون
1	1	1	1		1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	الكربون
1	1	1	1	1	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	النّيتروجين
1	1	1	1	1	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	الأكسجين

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 النّيتروجين، يكون ثالث روابط كيميائية، لوجود ثلاثة إلكترونات غير مزدوجة في أفلاك ( $p$ ). أمّا 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 لذرّة ما، يجب أن نعرف كيفية ترتيب الأفلاك في مستويات الطاقة الرئيسية. لكنّ الأمر ليس بهذه السهولة لوجود تداخل بين مستويات الطاقة الفرعية . يبيّن الشكل 16-1 16 مستويات الطاقة السبعة، والأفلاك الموجودة داخل كل منها.

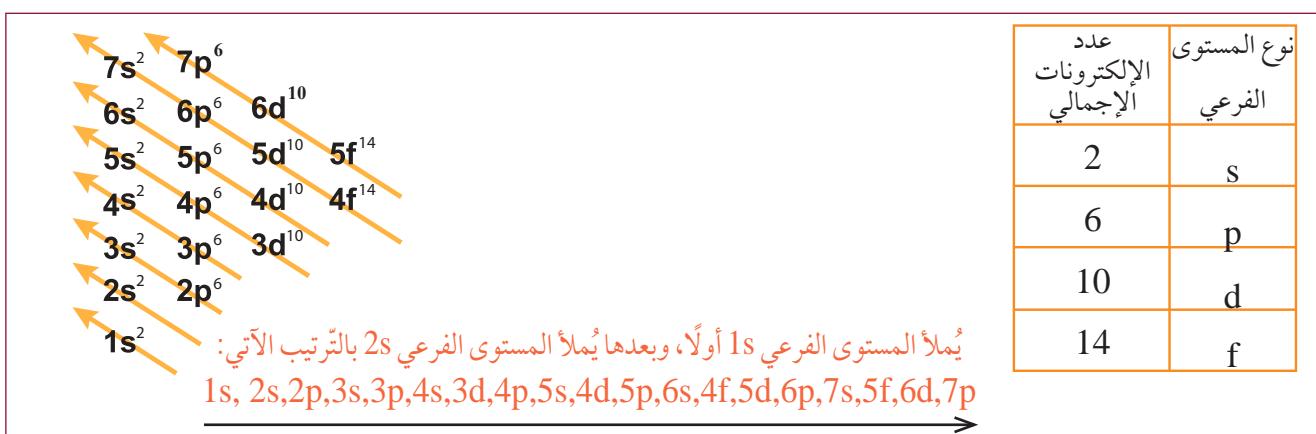


الشكل 16-1 ترتيب الأفلاك في مستويات الطاقة السبعة الرئيسية تبعاً للتزايد في طاقتها.

يتضح من الشكل 16-1 تزايد طاقة المستوى الفرعي بزيادة عدد الكم الرئيس له. فالمستوى الأدنى للطاقة هو 1s وعند كتابة التوزيع الإلكتروني تملأ الأفلاك بحسب طاقتها، فالفلك الأقل طاقة يملأ أولاً. يبيّن الشكل 17-1 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. 3s ثم 1s ثم 2p ثم 2s

2. 6s ثم 5s ثم 4d ثم 5p ثم 4s



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

يعد الشكل 17-1 الطريقة الأسهل لكتابة التوزيع الإلكتروني للعناصر؛ وذلك باتّباع ترتيب ملء الأفلاك حتى يكتمل عدد الإلكترونات العنصر، بحيث تكون جميع مستويات الطاقة الداخليّة ممتلئة كليّاً، أمّا مستوى الطاقة الخارجي فيمكن أن يكون غير ممتلئ كليّاً.

مثال 1

السؤال: اكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر النيتروجين N<sub>7</sub>.

الحل: عنصر النيتروجين 7 إلكترونات.

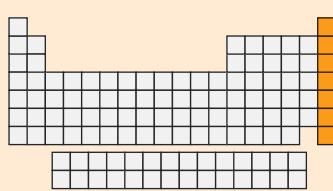
1. استخدم المخطط في الشكل 1-17 لمعرفة ترتيب ملء المستويات الفرعية، وتحديد سعة كل مستوى فرعٍ.
2. إبدأ بملء المستويات الفرعية من الأدنى طاقة إلى أعلى، على أن تملأ كل مستوى فرعٍ كلياً قبل الانتقال إلى المستوى الفرعٍ الذي يليه حتى تصل إلى ملء 7 إلكترونات.

الجواب

1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup>

## الغازات النبيلة (الخاملة)

### سؤال للمناقشة



لِمَ لَا تكُون الغازات  
النَّبِيلَة رَوَابط كِيمِيَّيَّة  
كَمَا تَفْعَل العَناصِر  
الكِيمِيَّيَّة الْأُخْرَى؟

العناصر الأربع الأولى من الغازات النبيلة على التوالي هي: الهيليوم (He)، النيون (Ne)، الأرجون (Ar)، الكريتون (Kr). هذه العناصر لا ترتبط كيميائياً بأيٍ 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. انظر إلى مستويات الطاقة لكل من العناصر: الهيليوم، والنيون، والأرجون، والكريتون المبيّنة بالشكل 1-18. ما هو القاسم المشترك بينها؟

 ${}_{\text{He}}: 1s^2$ <b>هيليوم</b>	 ${}_{\text{Ne}}: 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6$ <b>نيون</b>	 ${}_{\text{Ar}}: 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6$ <b>أرجون</b>	 ${}_{\text{Kr}}: 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 3d^{10} \ 4s^2 \ 4p^6$ <b>كريتون</b>
---	---	--	---

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

انظر إلى الأفلاك التي تمثل أعلى عدد كم رئيس. للهيليوم الفلک (s) فقط، ولكن هذا الفلک (s) ممتلىء كلّيًّا. أمّا النیون والأرجون والكريتون، فجميعها لديها مستوى الطاقة الأعلى ممتلىء كلّيًّا. (الشكل 19-1).

ممتلىء	ممتلىء	ممتلىء	ممتلىء
$1s^2$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
الهيليوم	النیون	الأرجون	الكريتون

الشكل 19-1 التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة.

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



الذرة التي لديها مستويات طاقة ممتلة كامنة في حدّها الأدنى بسبب الاستقرار الخاص بترتيبها الإلكتروني، لذلك لا يمكنها إنفاس طاقتها لتكون رابطة كيميائية. لجميع ذرات الغازات النبيلة مستويات طاقة ممتلة كلّيًّا؛ ولهذا، فإن هذه العناصر لا تكون روابط بسهولة.

## مثال 2

السؤال: اكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر السيلikon  $Si_{14}$  بدلاًة الغاز النبيل.

الحلّ: لعنصر السيلikon 14 إلكترونًا.

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

السيликون 14 إلكترونًا ← 12 إلكترونًا وإلكترونان إثنان

في المستوى الفرعى  $3p$



الجواب

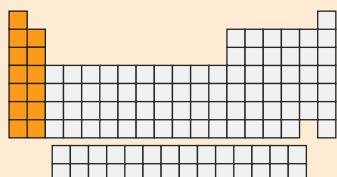
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

وبما أن المستويات الفرعية  $1s^2 2s^2 2p^6$

تمثل التوزيع الإلكتروني لعنصر النيون فإن توزيع السيликون يصبح  $[Ne]3s^2 3p^2$

## سؤال للمناقشة

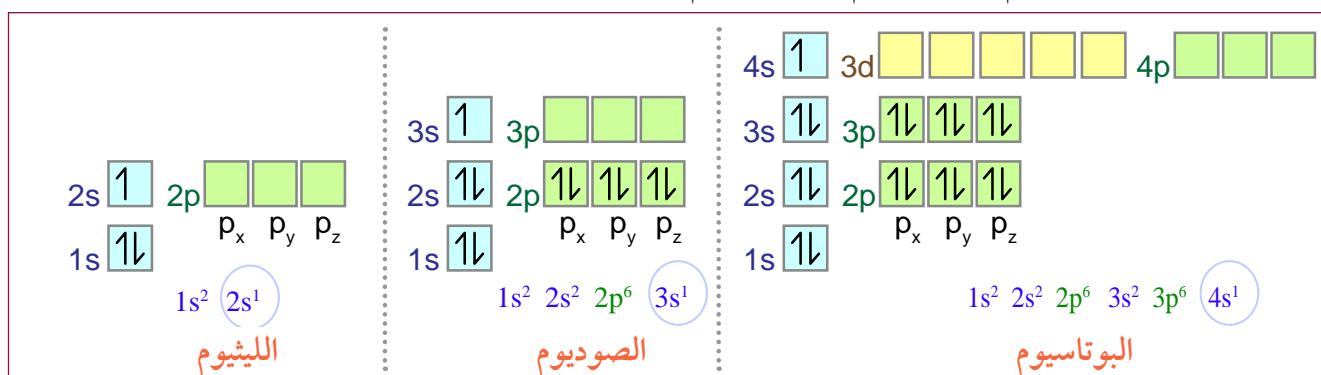
لِمَ يَكُونُ الصُّودِيُومُ رَابِطًا كِيمِيَائِيًّا وَاحِدَةَ بَيْنَمَا يَكُونُ الْبِيرِيلِيُومُ رَابِطَتِينَ كِيمِيَائِيَّتَيْنِ؟



## فلزات المجموعة 1 و المجموعة 2

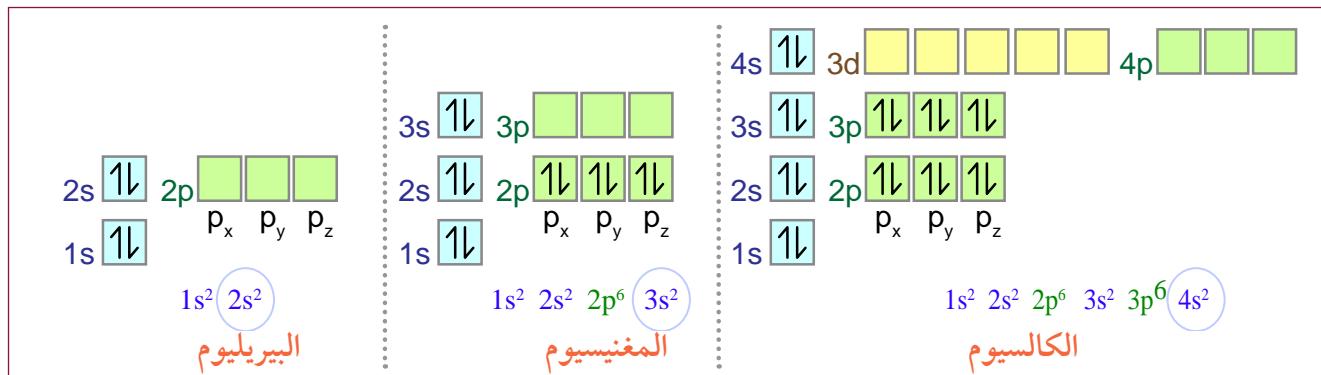
الفلزات القلوية (عناصر المجموعة 1) والفلزات القلوية الأرضية (عناصر المجموعة 2) تفقد الإلكترونات بسهولة. فذرّة الصوديوم تكون أيوناً موجباً ( $\text{Na}^+$ ), عندما تفقد الإلكترون الواحد لديها في مستوى الطاقة الأعلى. كذلك أيضاً يتكون أيون الليثيوم الموجب الشحنة ( $\text{Li}^+$ ) وأيون البوتاسيوم الموجب الشحنة ( $\text{K}^+$ ). أمّا ذرّة البيريليوم فلديها قدرة على فقدان إلكترونيين اثنين لتكون الأيون الموجب الشحنة ( $\text{Be}^{2+}$ ). هذه الخصائص تأتي مباشرةً من ترتيب الإلكترونات لكل ذرة.

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



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

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

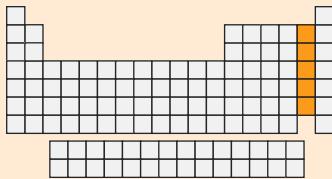


الشكل 21-1 للفلزات القلوية الأرضية غير المرتبطة بإلكترونات اثنان في المستوى الفرعي (s).

## الهالوجينات

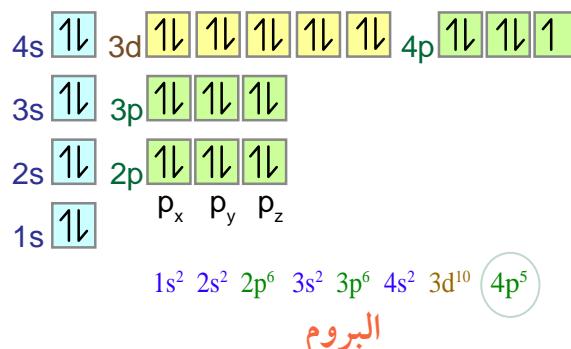
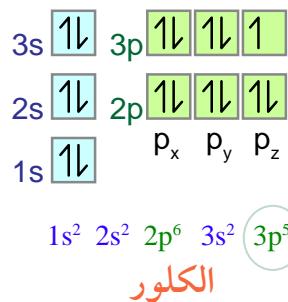
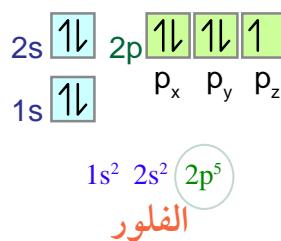
### سؤال للمناقشة

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، تمثل الهالوجينات إلى اكتساب الإلكترونات بدلاً من فقدانها. لذلك يكون الفلور الأيون السالب (F<sup>-</sup>)، ويكون الكلور الأيون السالب (Cl<sup>-</sup>)، ويكون البروم الأيون السالب (Br<sup>-</sup>)، ويكون اليود الأيون السالب (I<sup>-</sup>).

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



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

لدى اكتساب الهالوجينات الكترونًا واحدًا إلكترون واحد، تحقق أدنى مستوى طاقة، وذلك بحصولها على توزيع إلكتروني مستقر (أعلى مستوى طاقة ممليء كليًا بالإلكترونات). حيث يتحقق جذب إلكترون طاقة أفضل للذرّات؛ مما يفسّر النشاطية الشديدة للهالوجينات، وعدم وجودها كعناصر نقيّة في الطبيعة. حيث تكون الهالوجينات مرّكبات أيونيّة بسهولة، من خلال كسب إلكترون واحد من عنصر آخر.

الذرّات ذات مستويات طاقة غير مكتملة، تكون روابط كيميائية، وتحصل بذلك على مستويات طاقة ممليئة بالكامل، وبالتالي تصبح أكثر استقراراً كيميائياً.



يُفسّر التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة، والفلزات القلوية، والهالوجينات، وسواءاً من مجموعات العناصر في الجدول الدوري، كيفية حدوث التّرابط الكيميائي بين العناصر؛ إذ تكون الذّرات الروابط الكيميائية من خلال مشاركة الإلكترونات أو فقدانها أو اكتسابها، للوصول إلى مستويات طاقة ممليئة كليًا.

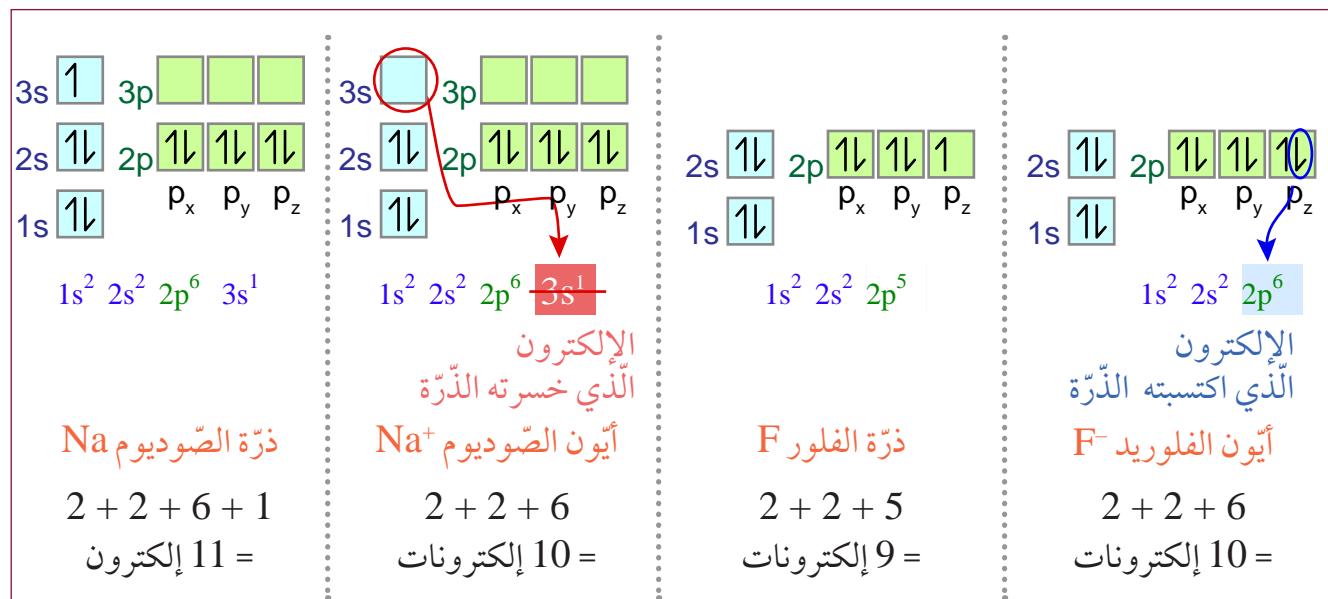
سؤال للمناقشة

## كيف تكتب التوزيع الإلكتروني للأيونات؟

ت تكون الأيونات نتيجة اكتساب الذرات للإلكترونات، أو فقدانها لها، لذلك يختلف عدد إلكتروناتها عن عدد بروتوناتها. لـأيون الصوديوم، على سبيل المثال، شحنة (+1)؛ مما يعني أن ذرة الصوديوم قد فقدت إلكتروناً واحداً، وبذلك يقل عدد الإلكترونات في أيون الصوديوم عن عدد البروتونات بواحد. أما أيون الفلوريد فشحنته (-1)؛ أي إنّه قد اكتسب إلكتروناً، وبذلك يزداد عدد الإلكترونات في أيون الفلوريد عن عدد البروتونات بواحد.

لذرة الصوديوم (11) إلكترونًا. أما أيون الصوديوم فله (10) إلكترونات؛ لذلك يحدد التوزيع الإلكتروني لهذا الأيون بـ (10) إلكترونات. يظهر الشكل 1-23 أن التوزيع الإلكتروني له هو:  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

لذرة الفلور (9) إلكترونات. في حين أن لـ<sup>-</sup>F الأيون الفلوريد (10) إلكترونات؛ لذلك يحدد التوزيع الإلكتروني لهذا الأيون بـ 10 إلكترونات. يظهر الشكل 1-23 أن التوزيع الإلكتروني لـ<sup>-</sup>F هو:  $1s^2 2s^2 2p^6$ .



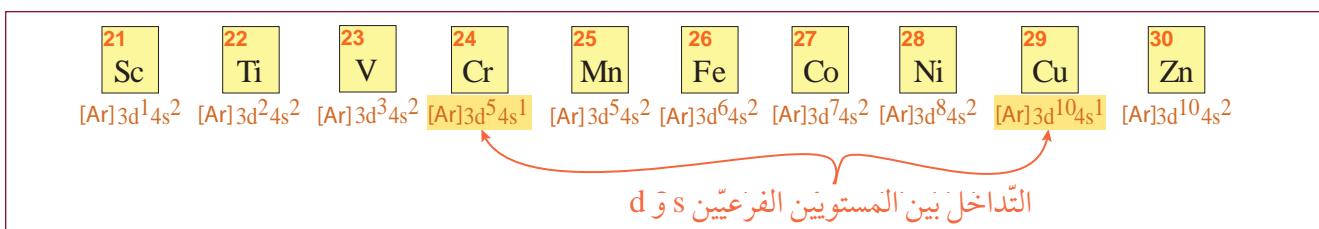
**الشكل 23-1 التوزيع الإلكتروني للكاربونات من أيون الصوديوم  $\text{Na}^+$  وأيون الفلوريد  $\text{F}^-$ .**

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

لكلّ من أيّون الصوديوم  $\text{Na}^+$ ، وأيّون الفلوريد  $\text{F}^-$  التوزيع الإلكتروني المماثل للتوزيع الإلكتروني لذرّة النيون التي لديها 10 إلكترونات. فالتوزيع الإلكتروني للأيّون يكون مماثلاً للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل. وهذا يعود إلى أنَّ الذرّات تفقد الإلكترونات، أو تكتسبها لتصل إلى التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل الأدنى بالطاقة. أيّون  $\text{Na}^+$ ، وأيّون  $\text{F}^-$ ، وذرة  $\text{Ne}$  جميعها متساوية في عدد الإلكترونات **Isoelectric** أيّ إنَّ لديها التوزيع الإلكتروني نفسه.

## الفلزات الانتقالية (سلسلة الانتقالية الأولى)

الإلكترونات الموجودة في المستويين الفرعيين  $4s$  و  $3d$  لها طاقة متقاربة. وهذا ينطبق أيضاً، 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 لعنصر الكروم  $Cr_{24}$  والنحاس  $Cu_{29}$  (الشكل 24-1).



الشكل 24-1 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  $[Ar]4s^2 3d^4$ . لكن التوزيع الإلكتروني الفعلي هو  $[Ar]4s^1 3d^5$  لأن أفلاك  $4s$ ,  $3d$  عندما تكون نصف ممتلئة يكون العنصر أكثر استقراراً وأقل طاقة. وفي حالة عنصر النحاس ( $Cu$ ), يتوقع أن يكون التوزيع الإلكتروني  $[Ar]4s^2 3d^9$ . لكن التوزيع الإلكتروني الفعلي له  $[Ar]4s^1 3d^{10}$ , لأن الفلک  $4s^1$  نصف ممتلئ بال الإلكترونات ومتلي بال الإلكترونات، فيكون العنصر أكثر استقراراً وأقل طاقة.

تكون الذرة في وضع أكثر استقراراً 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 الكوبالت  $Co_{27}$ ? أكتبه بدلالة الغاز النبيل.

الحل: عنصر الكوبالت 27 إلكتروناً.

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

يكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر الكوبالت كالتالي:

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

$$\text{أو } [Ar]4s^2 3d^7$$

## إلكترونات التكافؤ

الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة في ذرة عنصر ما تسمى **إلكترونات التكافؤ**، وهي تعد الأبعد عن نواة هذه 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).

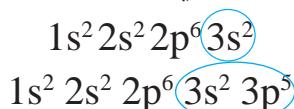
لا تشمل إلكترونات التكافؤ، إلكترونات المتوافرة في مستويات الطاقة الممتهلة كلياً والتي تقع تحت مستوى الطاقة الخارجي، علماً أن جميع الإلكترونات في المستويات الداخلية مرتبطة بنواة الذرة ارتباطاً شديداً، مما يجعلها لا تسهم في تكوين روابط كيميائية. مثال على ذلك، لا يمكن أن يُعَد إلكترونان في مستوى الطاقة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

### قواعد تحديد عدد إلكترونات التكافؤ

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



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



(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 الدوري إلى يمينه (الشكل 1-25). فالفلزات القلوية (عناصر المجموعة 1) لها إلكترون تكافؤ واحد. أمّا الهايوجينات (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 المهيدروجين	2 He الهيليوم		3 Li اللithيوم	4 Be البريليوم	5 B البورون	6 C الكربون	7 N النيتروجين	8 O الأكسجين
3 Na الصوديوم	4 Mg المغنيسيوم	13 Al الألومنيوم	14 Si الستيلكون	15 P الفوسفور	16 S الكبريت	17 Cl الكلور	2 Ne النيون	10 Ar الأرجون

الشكل 1-25 إلكترونات التكافؤ تختلف عبر الجدول الدوري.

## تعريف التكافؤ

**التكافؤ Valency** هو عدد الإلكترونات التي يمكن أن تكتسب، أو تفقد، أو تشارك لتكوين الروابط الكيميائية. إذ يظهر الجدول 7-1 أن عنصر النيتروجين خمسة إلكترونات تكافؤ، ولكنه يستطيع تكوين ثلاثة روابط كيميائية، وبالتالي، فإن تكافؤ هذا العنصر هو ثلاثة. كذلك عنصر الأكسجين لديه إلكترونات اثنان غير مزدوجين؛ لذلك يكون رابطين 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 <sub>x</sub> 2p <sub>y</sub> 2p <sub>z</sub>	التوزيع الإلكتروني	
3	5	1 1 1 1 1	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	النيتروجين
2	6	1 1 1 1 1	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	الأكسجين
1	7	1 1 1 1 1	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	الفلور

الجدول 7-1 الكترونات التكافؤ والتكافؤ 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 يبيّن الشكل 1-26. أمّا عنصر البورون فهناك أيضًا استثناءات؛ لذلك نجد أن تكافؤ هذا العنصر هو ثلاثة. هذه الاستثناءات سوف تُشرح لاحقًا.

1s 2s 2p <sub>x</sub> 2p <sub>y</sub> 2p <sub>z</sub>	البورون	1s 2s 2p <sub>x</sub> 2p <sub>y</sub> 2p <sub>z</sub>	الكربون
1 1 1 1 1		1 1 1 1 1	

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

## تمثيل لويس النقطي للعناصر

يمكن تمثيل الكترونات التكافؤ لذرة عنصر ما باستخدام **تمثيل لويس النقطي** Lewis dot diagram إذ تمثل إلكترونات التكافؤ الثمانية الممكنة بثمانين نقاط مرتبة حول رمز العنصر. يُظهر تمثيل لويس النقطي للإلكترونات الخاص بذرة الأكسجين ستة إلكترونات تكافؤ: زوجان كلّ منهما ممثّل ب نقطتين، إلكترونان ممثلان ب نقطتين مفردتين. بما أنّ الإلكترونات تتنافر، يُضاف إلكترون مفرد إلى كلّ جانب من رمز العنصر أولاً، ثمّ تبدأ إضافة الإلكترونات لتصبح مزدوجة (الشكل 27-1).

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:

**تمثيل لويس النقطي**  
**عنصر الأكسجين**  
  
**رمز العنصر**  
**إلكترونات مفردة**

الشكل 27-1 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 لاملاكمما مستوى طاقة رئيسى واحد فقط (إلكترونات تكافؤ الهيليوم هي 2). أمّا العناصر ذات الأعداد الذرية من (3) إلى (18) فيمكنها أن تحتوي على ما يصل إلى ثمانين نقاط تمثل إلكترونات التكافؤ الثمانية في الأفلاك s و p. يتكرّر هذا النّمط للدّورتين الثانية والثالثة في الجدول الدوري؛ ذلك أن العناصر ذات العدد الذري من (3) إلى (10) لها أعداد تكافؤ نفسها للعناصر ذات العدد الذري من (11) إلى (18).



الشكل 28-1 تمثيل لويس النقطي والروابط الكيميائية المحتملة.

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

## تدریبات على إلكترونات التكافؤ

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

a. أكتب التوزيع الإلكتروني أولاً، ثم انظر إلى أعلى مستوى طاقة يحتوي على إلكترونات.

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

### مثال 4

**المسألة:** سُمّ العنصرين اللذين لديهما أقل كتلة وإلكترونات تكافؤهما تساوي ثلاثة، واتبع التوزيع الإلكتروني لكُلّ منهما.

**الحلّ:**

- 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  $5 = 2+1+2$ . العدد الذري لهذا العنصر 5، وبالرجوع إلى الجدول الدوري، نجد أن العنصر ذاته الذري 5 هو البورون  $B$ .
- التوزيع الإلكتروني لذرّة 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  $13 = 2+8+3$ . العدد الذري لهذا العنصر 13. وبالرجوع إلى الجدول الدوري، نجد أن العنصر ذاته الذري 13 هو الألومنيوم:  $Al_{13}$  التوزيع الإلكتروني لذرّة عنصر الألومنيوم:  $1s^22s^22p^63s^23p^1$

### مثال 5

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

**الحلّ:**

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



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

## التوزيع الإلكتروني

2-1

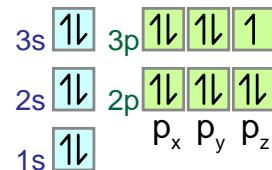
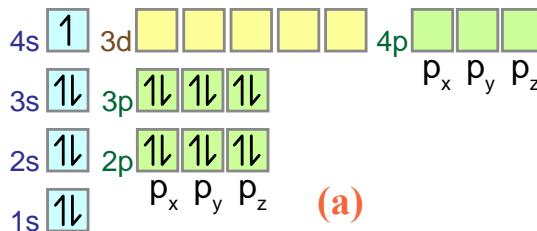
كيف نصف ترتيب الإلكترونات داخل الذرة؟	سؤال الاستقصاء
لا يوجد	المواضي المطلوبة

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

تمثيل لويس النقطي	التكافؤ	إلكترونات التكافؤ	مخطط الأفلاك	التوزيع الإلكتروني	العدد الذري	العنصر
			3s <input type="checkbox"/> 3p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 2s <input checked="" type="checkbox"/> 2p <input checked="" type="checkbox"/> <input checked="" type="checkbox"/> <input checked="" type="checkbox"/> 1s <input checked="" type="checkbox"/>			
			3s <input type="checkbox"/> 3p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 2s <input type="checkbox"/> 2p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 1s <input type="checkbox"/>	$1s^2 2s^2 2p^4$		
			3s <input type="checkbox"/> 3p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 2s <input type="checkbox"/> 2p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 1s <input type="checkbox"/>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$		
			3s <input type="checkbox"/> 3p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 2s <input type="checkbox"/> 2p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 1s <input type="checkbox"/>			Mg
			3s <input checked="" type="checkbox"/> 3p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 2s <input checked="" type="checkbox"/> 2p <input checked="" type="checkbox"/> <input checked="" type="checkbox"/> <input checked="" type="checkbox"/> <input checked="" type="checkbox"/> 1s <input checked="" type="checkbox"/>			
			3s <input type="checkbox"/> 3p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 2s <input type="checkbox"/> 2p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 1s <input type="checkbox"/>			Si
			3s <input type="checkbox"/> 3p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 2s <input type="checkbox"/> 2p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 1s <input type="checkbox"/>		18	

## تقويم الدرس 2-1

١. مستعيناً بالجدول الدوري، أكتب رموز العناصر التي ينتهي التوزيع الإلكتروني لها بـ<sup>4</sup>.  
٢. انظر إلى التوزيعات الإلكترونية (a، b) المبينة في المخطط أدناه:



a. أكتب رموز هذين العنصرين.

b. أكتب التوزيع الإلكتروني لكـلـ منهما بطريقة أو فيباـوـ.

٤. حدد عدد إلكترونات التكافؤ لكل عنصر. استنتاج تكافؤ كل منهما.

d. أكتب تمثيل لويس النقطي لـ كلّ منهما.

### 3. أدرس العناصر الآتية:



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

b. ما عدد إلكترونات تكافؤ عنصر الأكسجين وتكافؤه؟

٥. أكتب تمثيل لويس النقطي لعنصر النيتروجين.

٤. كتب طالب التوزيع الإلكتروني الآتي:  $^1\text{p}^3\text{s}^1\text{2p}^6\text{3s}^1\text{2s}^1\text{1s}^2$ . حدد خطأ الطالب، واتكتب التوزيع الإلكتروني الصحيح لهذا العنصر؛ علل إجابتك.

5. يستخدم التوزيع الإلكتروني لتحديد أيٌ من العناصر الآتية يختلف كيميائياً عن العناصر الأخرى:  
الألومنيوم Al، الكالسيوم Ca، المغنيسيوم Mg، الجاليوم Ga. علل إجابتك.

٦. ما عدد الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الثالث لعنصر الفوسفور P؟

7. يستخدم تمثيل لويس النقطي للإلكترونات المبينة أدناه، وقائمة العناصر المرفقة لمطابقة العنصر الصحيح مع تمثيل لويس النقطي التابع له:

السيلikon	الفسفور	الأرجون	الأكسجين	المغنيسيوم	البورون
: □: (f)	• □: (e)	• □• (d)	• □• (c)	• □• (b)	□• (a)

8. مانصٌ قاعدة هوند؟

٩. اكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر الفلور F، وعنصر الكبريت S، وللأيون  $\text{Ca}^{2+}$  بحسب قاعدة هوند.

# الدرس 3-1

## الروابط الكيميائية

الروابط الكيميائية قوية بشكل غير اعتيادي على مستوى الذرات، فلنك أن تخيل إبعاد شخصين ممسك أحدهما بالآخر بقوة تساوي كتلتها، إذ تحتاج هذه العملية إلى طاقة تساوي  $640\text{ J}$  تقريباً. قارن بين هذه القيمة وقيمة الطاقة التي تلزم لتفكيك ذرتين أكسجين إحداهما عن الأخرى ( $590,000,000\text{ J}$ ) الموجودة في كتلة متساوية لكتلة جزيء أكسجين  $\text{O}_2$ . فقوة الروابط الكيميائية تكون أقوى بمليون مرّة من القوى التي يمكننا صنعها بواسطة العضلات.

تلزم قوّة مقدارها **590,000,000 J** لإبعاد  
لفصيل ذرات  $\text{O}_2$ ، كتلتها  $130\text{ Kg}$  إلى  
ذرات أكسجين منفردة.



تلزم قوّة مقدارها **640 J** لإبعاد  
شخصين أحدهما عن الآخر، كتلة كلّ  
منهما  $65\text{ Kg}$ ، مسافة مقدارها  $1\text{ m}$ .



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

### المفردات



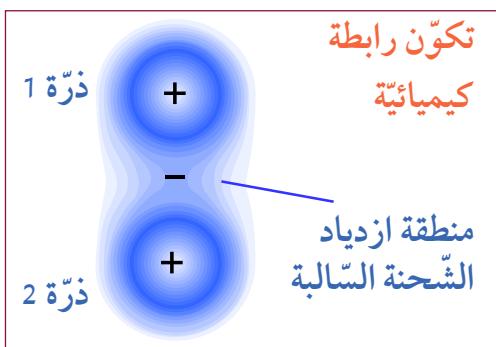
### مخرجات التعلم

Chemical bond	الروابط الكيميائية
Octet rule	قاعدة الثمانية
Ion	أيون
Ionic bond	الروابط الأيونية
Covalent bond	الروابط التساهمية
Sigma bond	رابطة سيجما
Molecule	الجزيء
Pi bond	رابطة باي $\pi$
Dative covalent bond	الروابط التساهمية التناسقية
Polyatomic ion	أيون متعدد الذرات
Metallic bond	الروابط الفلزية

**C1101.1** يصف ويفسر أنَّ الروابط الكيميائية يُصف ويفسر أنَّ الروابط الكيميائية جميعها عبارة عن قوى كهربائية، ويستخدم تراكيب تمثيل لويس النقطي للإلكترونات لتمثيل الروابط الأيونية، والروابط التساهمية، والروابط التناسقية.

**C1101.5** يصف الروابط التساهمية بدلالة تداخل الأفلاك، وتكون روابط (سيجما  $\sigma$ )، وروابط (باي  $\pi$ ).

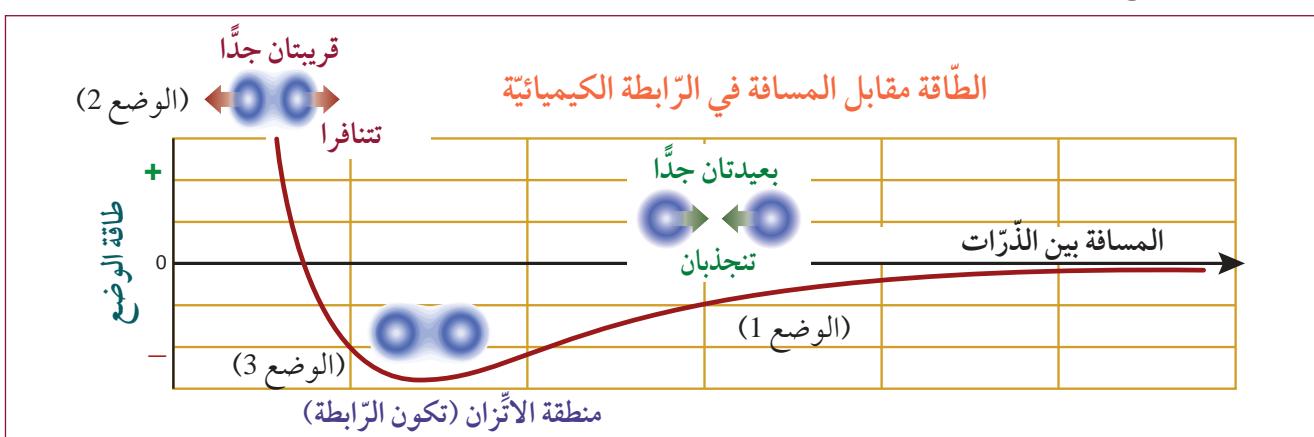
## الروابط الكيميائية والطاقة



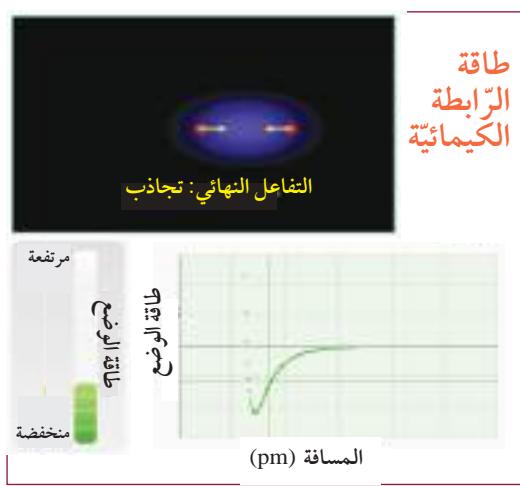
الشكل 29-1 زوج من الإلكترونات مشتركة بين ذرتين.

**الروابط الكيميائية Chemical bond** هي عبارة عن قوة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر. وت تكون الروابط الكيميائية جمیعاً بسبب وجود مسافة فاصلة بين الشحنات لتطور بين الذرات المجاورة، بحيث تؤدي هذه المسافة الفاصلة بين الشحنات إلى نشوء تجاذب إلكتروستاتيكي. يوضح الشكل 29-1 زوجاً من الإلكترونات المشتركة في رابطة كيميائية، تؤدي إلى نشوء منطقة صغيرة من الشحنة السالبة، تجذب النواتين الموجبين الشحنة اللتين تقعان إلى جانبها.

يوضح الشكل 30-1 الطاقة الكلية لنظام مكون من ذرتين عندما تكونان على مسافات مختلفة إحداها من الأخرى. فالذرتان تتجاذبان عندما تكون بينهما مسافات كبيرة نسبياً (الوضع 1)، وتنخفض طاقة الرابطة كلما تقاربنا. وفي نهاية المطاف تتدخل السحابتان الإلكترونيةان بشكل كبير، وتتนาشر الذرتان، ولكن تقاربهما يزيد ذلك من الطاقة، (الوضع 2) وتكون طاقة النظام في حدتها الأدنى، عندما تكون الذرتان عند نقطة اتزان ما بين تكون رابطة كيميائية وعدمها (الوضع 3).



الشكل 30-1 تكون الرابط الكيميائي عندما تكون طاقة الوضع في حدتها الأدنى.



الشكل 31-1 محاكاة تفاعلية لطاقة الرابطة.

الرابطة الكيميائية هي ظاهرة وجود الذرات متصلة معاً في الجزيء أو البلور، حيث ترجع جميع الروابط الكيميائية إلى تفاعل الإلكترونات الموجودة في الذرة. ويؤدي هذا التفاعل إلى نشوء حد أدنى من الطاقة عند مسافة فاصلة محددة بين الذرتين المترابطتين. فالشكل 31-1 يوضح محاكاة تفاعلية لطاقة الرابطة عندما تتغير المسافة الفاصلة بين الذرتين.

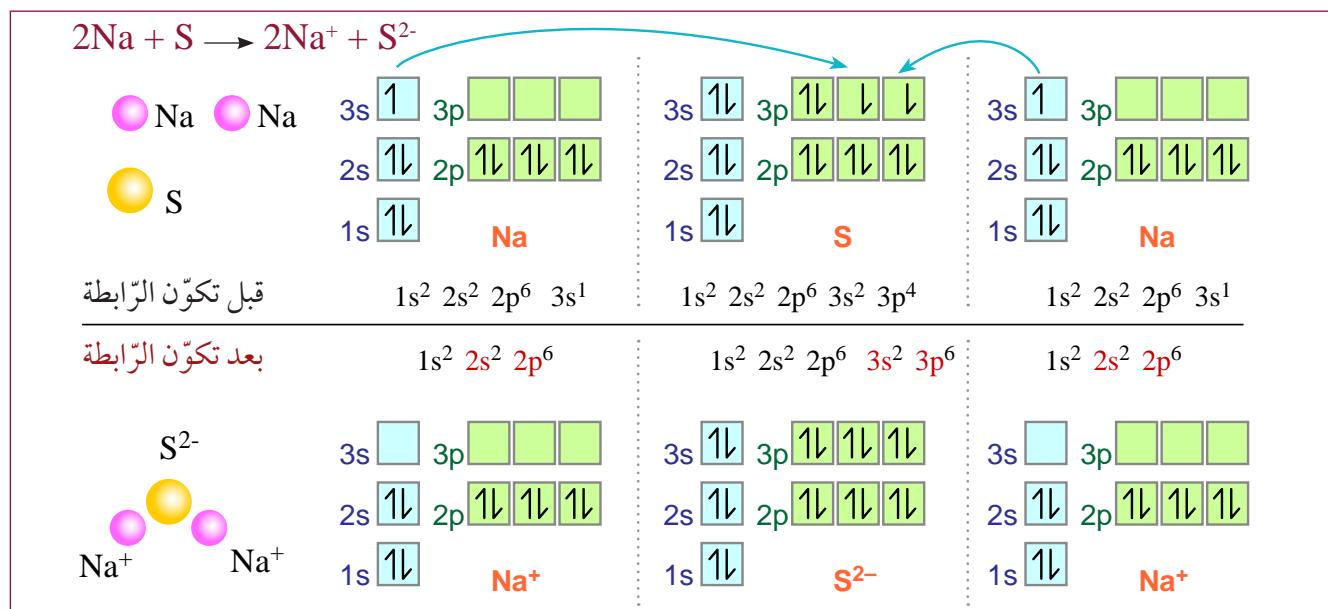
تكون قيمة طاقة نظام ما لذرتين صفراء، عندما تكونان متباعدتين. فالطاقة تحرر عندما تكون الرابطة، في حين تكون قيمة طاقة النظام سالبة عندما تكون الذرتان مترابطتين؛ لأن الطاقة قد تحررت منه.

## سؤال للمناقشة

ما الأيون الذي يمكن أن تكونه ذرة الكبريت؟

## الروابط والتوزيع الإلكتروني

يوضح الشكل 32-1 كيف يتّحد عنصراً الصوديوم والكبريت معاً لتكوين مركب كبريتيد الصوديوم ( $\text{Na}_2\text{S}$ ). فذرة الصوديوم تحتوي على إلكترون تكافؤ واحد، لذا يمكن أن تفقد هذا الإلكترون لتكون رابطة كيميائية واحدة فقط، في حين تحتوي ذرة الكبريت على ستة إلكترونات تكافؤ، وتكافؤها يساوي اثنين، ويمكنها أن تكتسب إلكترونين لتكون رابطتين كيميائيتين. ولكي يصل كلا العنصرين إلى حالة الحد الأدنى للطاقة، والتي تمثل في امتلاكهما مستويات طاقة مماثلة، تفقد كل ذرة من ذرتي الصوديوم إلكترونًا واحدًا تكتسبه ذرة الكبريت، والتي تحتاج إلى إلكترونين اثنين، فتكون النتيجة تكون اثنين من أيونات الصوديوم الموجبة الشحنة، فينجذبان إلى أيون الكبريتيد ذي الشحنة السالبة لتكوين رابطة أيونية.



الشكل 32-1 التغييرات التي تحدث في التوزيع الإلكتروني عند تكوين المركب الأيوني كبريتيد الصوديوم. بعد تكون الرابطة، يكون لكل أيون صوديوم  $\text{Na}^+$  توزيع إلكتروني مماثل للتوزيع الإلكتروني لذرة النتروجين، وهو:  $1s^2 2s^2 2p^6$ ، في حين يكون التوزيع الإلكتروني ل أيون الكبريتيد المركزي  $\text{S}^{2-}$  مماثلاً للتوزيع الإلكتروني لذرة الأرجون، وهو:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ؛ عندها تكون الصيغة الكيميائية لمركب كبريتيد الصوديوم هي  $\text{Na}_2\text{S}$ ؛ لأن من الضروري أن يتّحد الصوديوم وال الكبريت معًا بنسبة 1:2 وبذلك تمتلئ مستويات الطاقة للذرات الثلاث، وتصل طاقاتها إلى حدّها الأدنى، ويكون التوزيع الإلكتروني لكل منها مماثلاً للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.

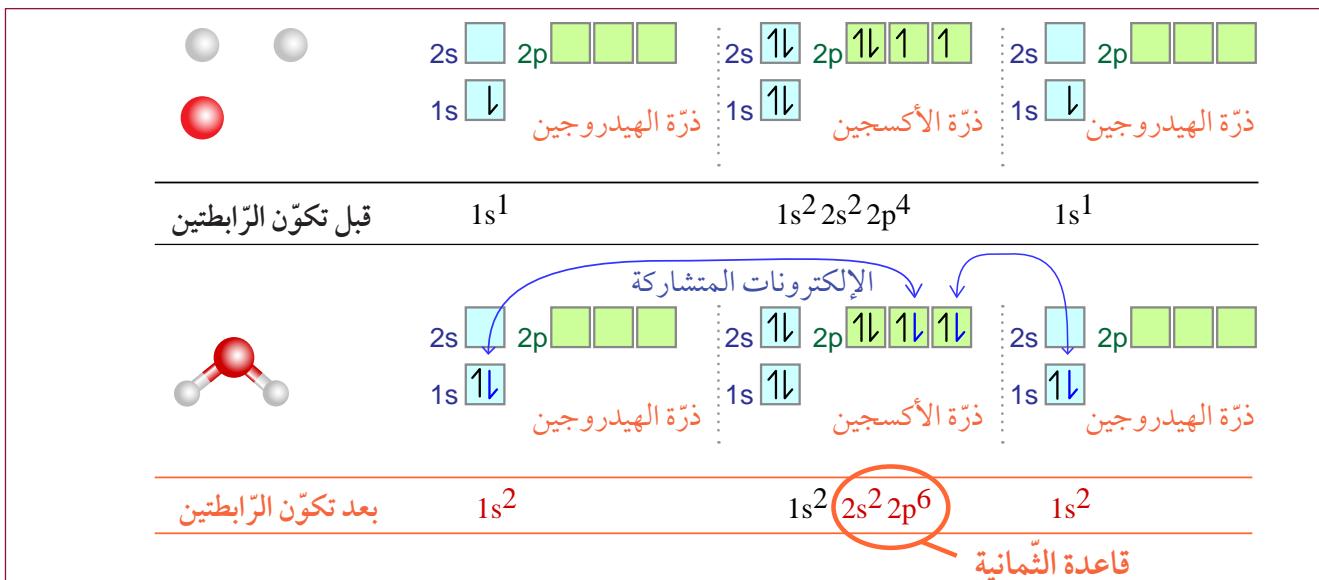
وهكذا، يمكنك توقع شحنة الأيون من خلال عدد الإلكترونات الذي ينبغي أن تكتسبه الذرة أو تفقده لكي تصل إلى مستويات طاقة خارجية، مماثلة أو فارغة، يكون توزيعها الإلكتروني مماثلاً للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.

عند تكون أي مركب، تصل كل ذرة فيه إلى مستويات طاقة مماثلة، إما بمشاركة الإلكترونات، أو بفقد الإلكترونات أو اكتسابها.



## قاعدة الثمانية

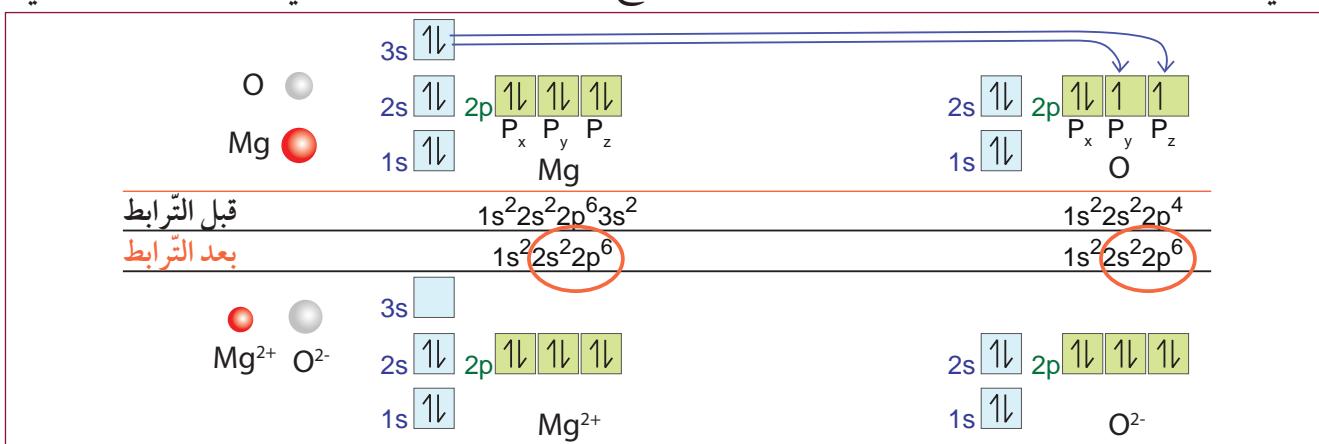
عند تكون أي مركب تساهمي، تكون الإلكترونات مشتركة بين ذرتين. حيث يوضح الشكل 1-33 كيف تصل ذرّتا الأكسجين والهيدروجين إلى مستويات طاقة مماثلة بواسطة التشارك بزوج من الإلكترونات، حيث تشارك ذرّة أكسجين واحدة مع ذرّتي هيدروجين. وهذا يفسّر أن الصيغة الكيميائية للماء هي  $\text{H}_2\text{O}$ ، وليس  $\text{H}_5\text{O}$ ، أو  $\text{H}_3\text{O}$ .



الشكل 1-33 تفسّر قاعدة الثمانية سبب ارتباط ذرّتي هيدروجين بذرّة أكسجين واحدة في مركّب  $\text{H}_2\text{O}$ . فالقاعدة، التي تنصّ على الآتي: عندما تتكون المركّبات، فإنّ الذّرات تكتسب الإلكترونات أو تفقدها أو تشارك بها لتصل إلى ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخيرة، تسمى **قاعدة الثمانية Octet rule**، أي إن التوزيع الإلكتروني لمستويات s و p الفرعية، والتي تكون مماثلة بالإلكترونات، يكون أكثر استقراراً.

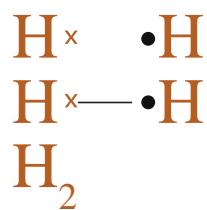
تميل معظم الذّرات إلى تكوين روابط كيميائية لكي تصل لتصل إلى ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخيرة وهو ما يعرف بقاعدة الثمانية.

كما يبيّن الشّكل 1-34 تطبيقاً لقاعدة الثمانية في تكوين المركّب أكسيد المغنيسيوم  $\text{MgO}$ ، حيث تفقد ذرّة المغنيسيوم إلكترونين اثنين من المستوى الفرعى  $(3s)$  ليصبح لديها ثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة الثاني. أما ذرّة الأكسجين فتكتسب إلكترونين اثنين ليصبح لديها ثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة الثاني.

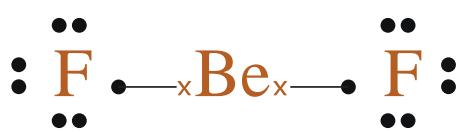


الشكل 1-34 تفسّر قاعدة الثمانية سبب ارتباط ذرّة المغنيسيوم مع ذرّة الأكسجين.

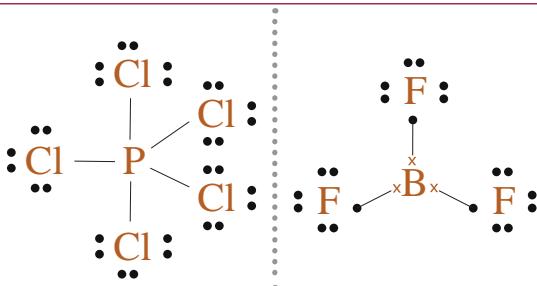
## استثناءات قاعدة الثمانية



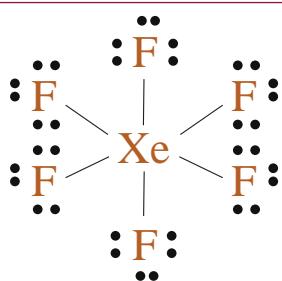
**الشكل 35-1** ذرة الهيدروجين لا تتبع قاعدة الثمانية إذ يمتلك المستوى الفرعي  $1s$  بإلكترونين اثنين.



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



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



**الشكل 38-1** التّرابط النادر لعنصر الزينون. إذ تُحاط الذرة المركزية في الجزيء  $XeF_6$  باثني عشر إلكترونًا.

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

- قاعدة الثنائي، مثل ارتباط ذرتى الهيدروجين بإلكترونين اثنين فقط، ويصبح لدى كل ذرة توزيع إلكتروني مستقر مماثل للتوزيع الإلكتروني لذرة ذرة الهيليوم. يبيّن **الشكل 35-1** جزء الهيدروجين  $H_2$ ، ذلك أن كل ذرة هيدروجين تشارك زوجاً من الإلكترونات. ذرة الليثيوم أيضاً تفقد إلكترونها ليصبح لديها إلكترونات اثنان في المستوى الفرعي ( $1s$ )، والممتليء كلياً.

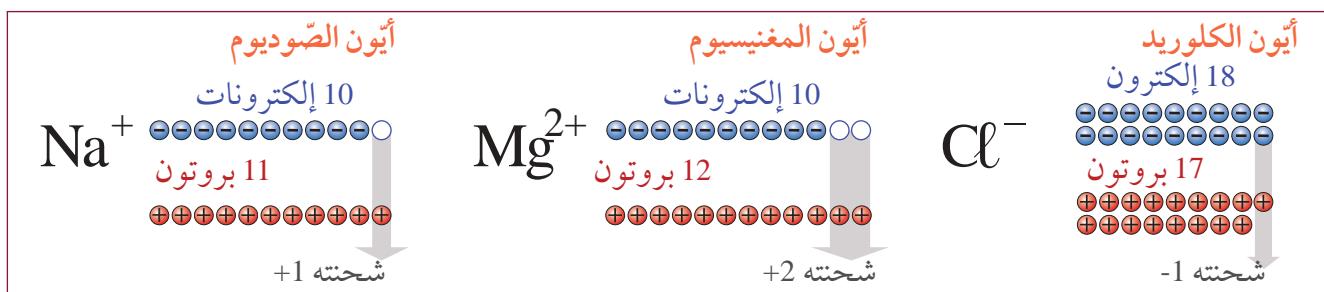
- أما جزء فلوريد البريليوم  $BeF_2$ ، ففيه استثناء أيضاً، ذلك أن ذرة البريليوم لا تتبع قاعدة الثمانية إذ تشكل هذه الذرة رابطة مع كل ذرة فلور وتحاط بزوجين من الإلكترونات (أربعة إلكترونات) فقط تشارك بهما مع كل ذرة فلور، كما يبيّن **الشكل 36-1**.

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

- في التّرابط النادر لبعض عناصر الغازات النّبيلة، والعناصر الانتقالية واللانثينيدات والأكتينيدات، لا تتبع الإلكترونات الموجودة في الأفلاك  $d$  و  $f$  قاعدة الثمانية. فعنصر الزينون، الغاز النّبيل مثلًا، يكون المركبات  $XeF_6, XeF_4, XeF_2$ ،  $XeF_4$  التي لا تتبع قاعدة الثمانية، كما يبيّن **الشكل 38-1**.

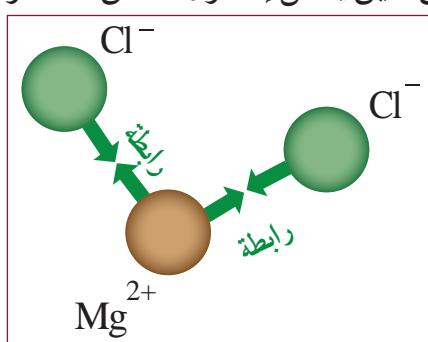
## الأيونات والروابط الأيونية

**الأيون Ion** جسيم يحمل شحنة كهربائية، إذ يمكن أن يكون في هيئة ذرة منفردة (أيون احادي أو ثنائي مثلاً)، أو مجموعة من الذرات المترابطة بروابط تساهمية (أيون متعدد الذرات). فالإيونات تتكون عندما تفقد الذرات الإلكترونات أو تكتسبها، من دون تغيير في النواة الموجبة. فمثلاً، تفقد ذرة الصوديوم إلكتروناً واحداً فتتحول إلى أيون صوديوم يحمل شحنة موجبة  $\text{Na}^+$ ، في حين تفقد ذرة المغنيسيوم إلكترونين لتحول إلى أيون مغنيسيوم  $\text{Mg}^{2+}$  يحمل شحنة موجبة بعدد الإلكترونات المفقودة. أمّا ذرة الكلور فتكتسب إلكتروناً واحداً لتحول إلى أيون كلوريد يحمل شحنة سالبة  $\text{Cl}^-$ . انظر الشكل 39-1.



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

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



الشكل 40-1 الرابطان الأيونيتان في المركب  $\text{MgCl}_2$ .

وتكون الرابطة الأيونية نتيجة وجود قوى الجذب الإلكتروستاتيكية بين شحنة موجبة وأخرى سالبة. فمثلاً يتكون المركب الأيوني  $\text{MgCl}_2$  عند تجاذب أيوني المغنيسيوم والكلوريد؛ لأن كلّ أيون  $\text{Mg}^{2+}$  يكون منجذباً نحو أيوني  $\text{Cl}^-$ ، وللذين يحملان شحنة مخالفّة له، انظر الشكل 40-1. والمركب  $\text{MgCl}_2$  الناتج يكون متعدّلاً كهربائياً؛ لأن العدد الكلّي للبروتونات (الشّحنات الموجبة) يكون مساوياً للعدد الكلّي للإلكترونات (الشّحنات السالبة) في المركب.

يجري تحديد نسبة الأيونات في مركب أيوني بحسب المتطلبات التي تجعل ذلك المركب متعدّلاً 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،  $\text{NaCl}$ . أمّا في حالة المغنيسيوم مع الكلور، في سيكون المركب الأيوني الناتج أيون المغنيسيوم  $\text{Mg}^{2+}$  إلى أيوني كلوريد  $\text{Cl}^-$ ؛ لموازنة شحنته الموجبة. وهكذا فإنّ الصيغة الكيميائية لمركب كلوريد المغنيسيوم الناتج ستكون  $\text{MgCl}_2$ .

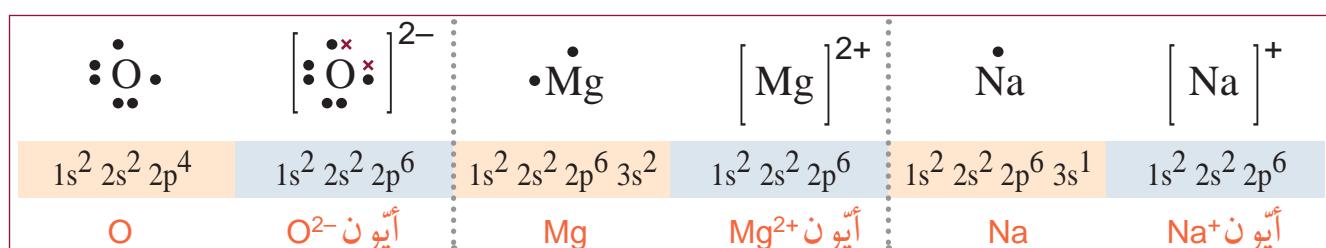
## العناصر التي تكون مركبات أيونية

تحتوي المركبات الأيونية الثنائية على عنصرين فقط، مثل كلوريد الصوديوم ( $\text{NaCl}$ )، وأكسيد المغنيسيوم ( $\text{MgO}$ ). وتميل عناصر المجموعتين 1A، 2A، وبعض عناصر المجموعة 3A في الجدول الدوري، إلى تكوين مركبات أيونية ثنائية مع عناصر المجموعتين 6A، 7A، وهذه العناصر مبنية ومظللة باللون البرتقالي في الشكل 41-1. كما يمكن أن تكون بعض مركبات النيتروجين أيونية عندما تتفاعل مع بعض الفلزات النشطة مثل الليثيوم  $\text{Li}$ ، والصوديوم  $\text{Na}$ ، والبوتاسيوم  $\text{K}$ ، والمغنيسيوم  $\text{Mg}$ .

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
3	4											5	6	7	8	9	10
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
11	12											13	14	15	16	17	18
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	1B	2B		Al	Si	P	S	Cl	Ar
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

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

يتتيح لنا التوزيع الإلكتروني توقع شحنة الأيون. تذكر أن تمثيل لويس النقطي للأيون الذي يحوي ثمانية نقاط، والآخر الذي لا يحوي نقاطاً يشيران إلى قاعدة الثمانية، وتذكر أيضاً أن تركيب لويس الذي لا يحوي نقاطاً يمتلك مستوى طاقة مماثلاً يقع مباشرةً أسفل مستوى طاقة إلكترونات التكافؤ. فعلى سبيل المثال، يكون المغنيسيوم الأيون  $\text{Mg}^{2+}$  عندما يفقد إلكترونين، ويكون الصوديوم الأيون  $\text{Na}^+$  عندما يفقد إلكتروناً واحداً فقط، في حين يكون الأكسجين الأيون  $\text{O}^{2-}$  عندما يكسب إلكترونين، كما يبيّن الشكل 42-1.



الشكل 42-1 تمثيل لويس النقطي والتوزيع الإلكتروني للأيونات.

يبيّن الجدول 1-8 تمثيلات لويس النقطية للذرات والأيونات الشائعة لمجموعات العناصر 1A، 2A، 6A، 7A الموجودة في الجدول الدوري. كما نجد أن عنصراً مثل الألومنيوم يعدّ عنصراً شائعاً في العديد من المركبات الأيونية، ولكنه موجود في المجموعة 3A.

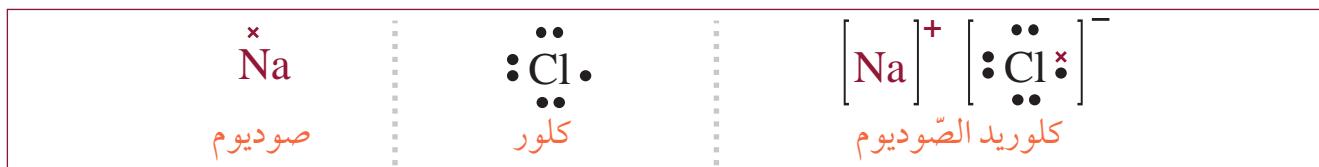
الجدول 1-8 تمثيلات لويس النقطية لبعض الأيونات الشائعة.

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

## تمثيل لويس النقطي للمركبات الأيونية

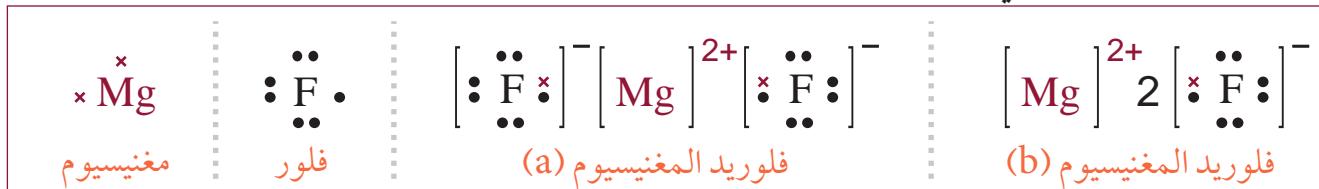
يُعد تمثيل لويس النقطي أداة جيدة لمعرفة تركيب المركب الأيوني. حيث تحتوي ذرة الكلور على سبعة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترون واحد لتصبح ثمانية الكترونات، في حين يحتوي الصوديوم على إلكترون تكافؤ واحد، يمكنه الوصول إلى مستوى الطاقة الاعلى الممتهن  $2s^2 2p^6$  بفقدان هذا الإلكترون. ولتحقيق قاعدة الثمانية، ينتقل إلكترون واحد من الصوديوم إلى الكلور.

تستخدم تراكيب لويس للمركبات الأيونية النقاط، أو التقاطعات (X)، لتمثيل إلكترونات التكافؤ، والأقواس للتوضيح بأن الروابط هنا ليست تساهمية. كما تكتب شحنة كلّ أيون، خارج الأقواس، في هيئة عدد علوي مصغر يحمل شحنة. يوضح الشكل 43 تمثيل لويس النقطي لمركب  $\text{NaCl}$ .



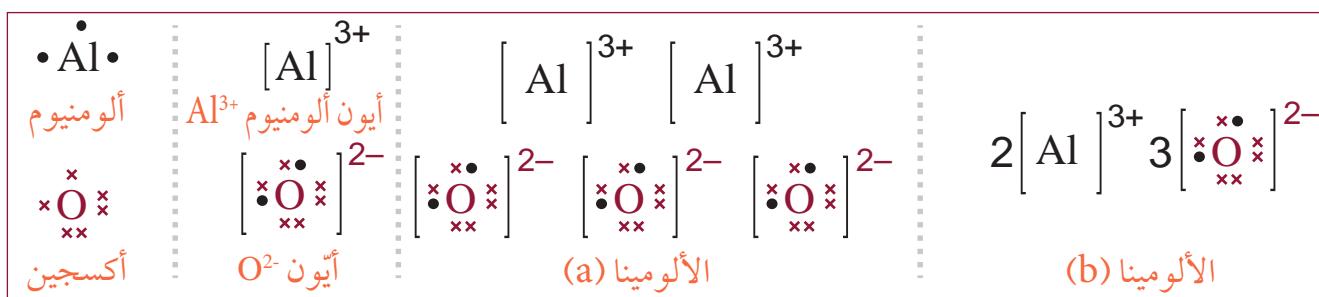
الشكل 43 تمثيل لويس النقطي لمركب كلوريد الصوديوم  $\text{NaCl}$ .

تمثيل لويس النقطي لمركب فلوريد المغنيسيوم  $\text{MgF}_2$  موضح في الشكل 44-1. فقد رسمت الأقواس حول كلّ أيون عند استخدام الطريقة (a)، واستُخدم المعامل 2 ليوضح أن هناك أيون فلوريد لموازنة شحنة الأيون الموجب في الطريقة (b).



الشكل 44-1 تمثيل لويس النقطي لمركب فلوريد المغنيسيوم  $\text{MgF}_2$ .

يتكون مركب أكسيد الألومنيوم من الألومنيوم والأكسجين، والمعروف أيضاً بمعدن الكورندوم corundum. والياقوت والصفير نوعان مختلفان من الأحجار الكريمة مكونان من أكسيد الألومنيوم. ويوضح تمثيل لويس أن أيون الألومنيوم يحمل شحنة مقدارها  $+3$ ، في حين يحمل أيون الأكسيد شحنة مقدارها  $-2$ . ولموازنة شحنات الأيونات، يجب أن يكون هناك أيونان من أيونات الألومنيوم بشحنة كليّة مقدارها  $(+6)$ ، وثلاثة أيونات أكسيد بشحنة كليّة مقدارها  $(-6)$ . وبالتالي تكون الصيغة الكيميائية لأكسيد الألومنيوم (الألومنينا)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . انظر الشكل 45-1 الذي يوضح تمثيلين من تمثيلات لويس النقطية لهذا المركب.



الشكل 45-1 تمثيل لويس النقطي لمركب الألومنينا  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

**مثال 6**

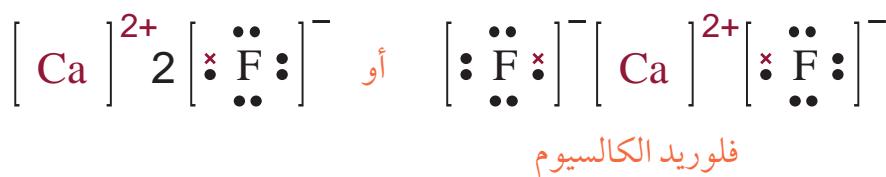
**المسألة:** استخدم تمثيل لويس النقطي لإيجاد الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني الثنائي المكون من الكالسيوم والفلور.

**الحل:**

- رسم تمثيلات لويس النقطية لكل من الكالسيوم والفلور وأيوناتهما.



- لموازنة شحنة أيون الكالسيوم التي تساوي (+2)، يجب أن يتوفّر أيوناً فلوريد؛ لأن شحنة كلّ منها تساوي (-1)، إذاً الصيغة الكيميائية الصحيحة لهذا المركب هي  $\text{CaF}_2$ .



**مثال 7**

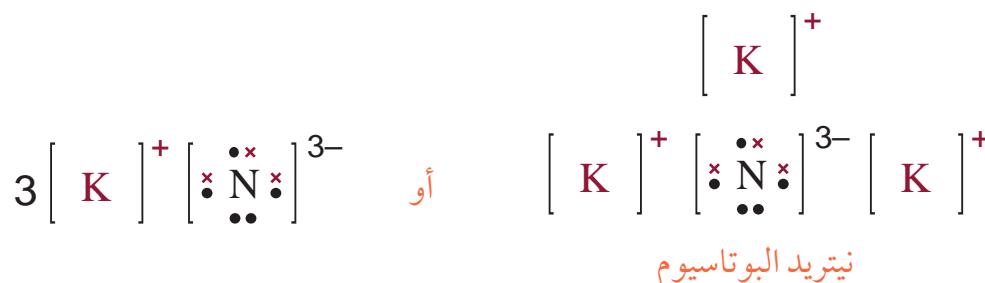
**المسألة:** استخدم تمثيل لويس النقطي لإيجاد الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني الثنائي المكون من النيتروجين والبوتاسيوم.

**الحل:**

- رسم تمثيلات لويس النقطية لكل من النيتروجين والبوتاسيوم وأيوناتهما.

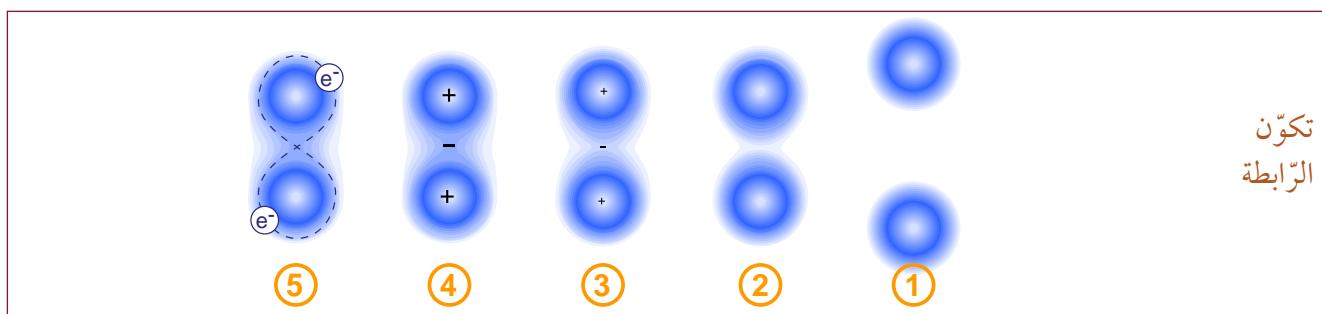


- لموازنة شحنة أيون النيترويد والتي تساوي (-3)، يجب أن تتوفّر ثلاثة أيونات بوتاسيوم؛ لأن شحنة كلّ منها تساوي (+1)، إذاً الصيغة الكيميائية الصحيحة لهذا المركب هي  $\text{K}_3\text{N}$ .



## الروابط التساهمية الأحادية

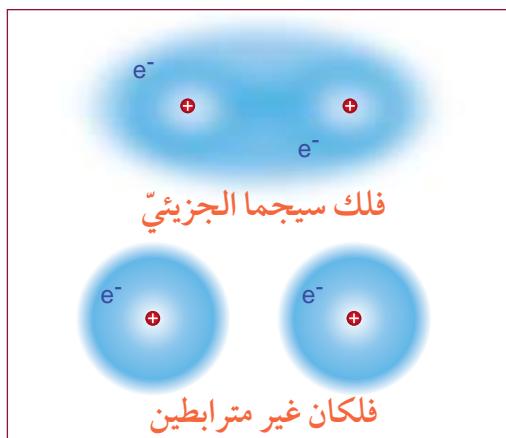
**الروابط التساهمية Covalent bond** هي أحد أشكال الترابط الكيميائي، تتميز بمشاركة زوج أو أكثر من الإلكترونات بين ذرتين، وتعتبر رابطة مستقرة تتكون عند تعادل قوى التجاذب والتنافر بين الذرات. إذ يتكون الجزيء (Molecule) عندما ترتبط ذرتان أو أكثر برابطة تساهمية. وعادة ما تتكون الروابط التساهمية بين ذرات اللافلزات المجاورة الموجودة في الجدول الدوري للعناصر. ويعد الهيدروجين الثنائي الذرة مثلاً جيداً على رابطة تساهمية أحادية، حيث يوضح الشكل 46-1 ذرتين من الهيدروجين تقاربان، وتكونان رابطة تساهمية. فبمجرد تكون الرابطة، تشارك الذرتان في إلكترونات التكافؤ بالتساوي، فيحتل إلكتروناً الجزيء الفلکین المتداخلين ويتحرّكان بحرية في كلا الفلکین. والذرتان المترابطتان تهتزّان قليلاً وتبقيان مترابطتين ما دامتا قريبتين من مستوى الطاقة الأدنى.



الشكل 46-1 تكون رابطة تساهمية أحادية بين ذرتين هيدروجين.

تكون الذرتان في الرابطة التساهمية الأحادية في جزيء  $H_2$  فلماً جزيئياً يعمل على استبدال أفلاك 1s الأصلية. وهذا الفلک الجزيئي الجديد يمتلك منطقة ذات كثافة إلكترونية أكبر قليلاً بين الذرتين، وتسمى هذه المنطقة **رابطة سيجما Sigma bond**، حيث يشغل زوج إلكترونات التكافؤ المنطقة المظللة الموضحة في الشكل 47-1، وتعد رابطة سيجما الأقوى بين الروابط التساهمية.

إن قوى التجاذب الناشئة من نواة كل ذرة تسحب تركيز الشحنة السالبة المتكونة بين الذرتين بشكلٍ أكبر قليلاً، وهذه المنطقة ذات الشحنة السالبة الممحفزة تجذب كلا النواتين، وتشعر الرابطة الكيميائية. ويبيّن الشكل 48-1، تمثيل لويس النقطي للرابطة التساهمية في جزيء الهيدروجين  $H_2$  وهو يعد الجزيء الأبسط.



الشكل 47-1 الفلک الجزيئي لرابطة سيجما مقارنة بأفلاك S غير المرتبطة. (لاحظ أن النواة تظهر بشكل أكبر مما هي عليه في الواقع).



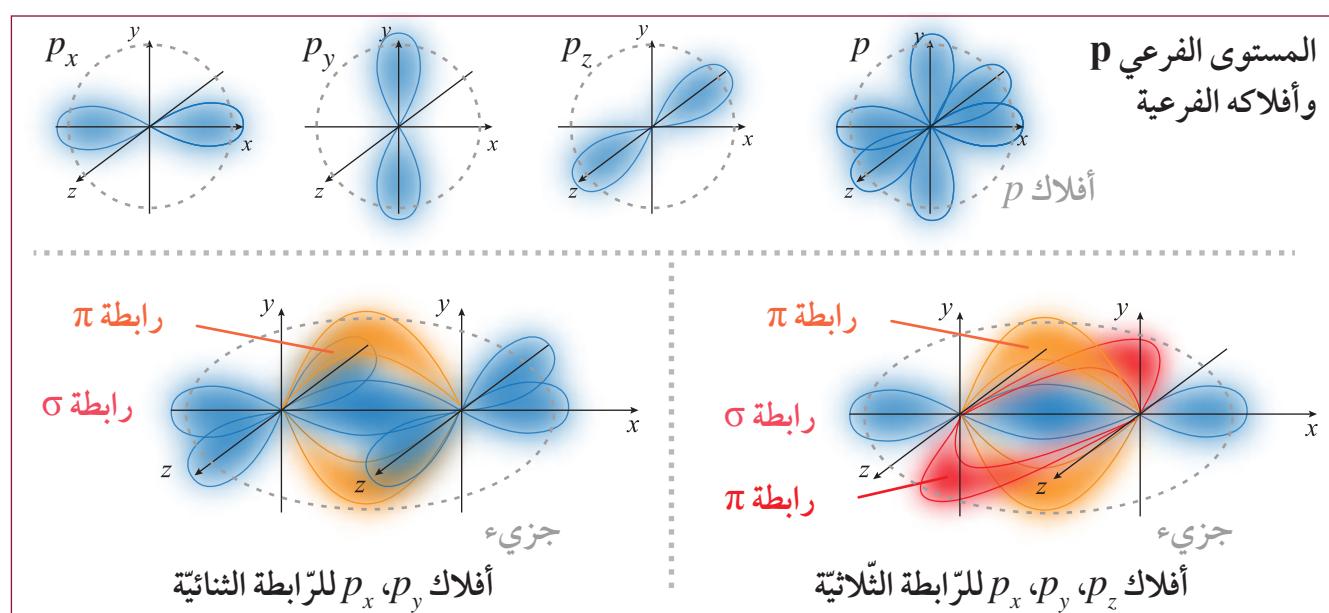
الشكل 48-1 تمثيل لويس النقطي لجزيء الهيدروجين الثنائي الذرة  $H_2$ .

## الروابط التساهمية الثنائية والثلاثية

يتوافر كل من الأكسجين والنتروجين في هيئة جزيئات ثنائية الذرّة. ولتحقيق قاعدة الشّمانية، يجب أن تشارك كل ذرّة في جزيء  $O_2$  بزوجين من الإلكترونات مع نظيرتها في هيئة رابطة ثنائية، في حين يجب أن تشارك كل ذرّة في جزيء  $N_2$  بثلاثة أزواج من الإلكترونات مع نظيرتها في هيئة رابطة ثلاثية. ويوضح **الشكل 49-1** تمثيل لويس النقطي لرابطتين التساهميتين الثنائية والثلاثية.



**الشكل 49-1** استخدام تمثيل لويس النقطي لتمثيل الرابطتين التساهميتين الثنائية والثلاثية. يمكن أن يظهر الفلك الجزيئي للإلكترونات المترافق الموجدة في الرابط الثنائية والثلاثية في ثلاثة أبعاد. تذكر أن الأفلاك الفرعية  $p_x, p_y, p_z$  تكون محاور الإحداثيات  $x, y, z$ . وتتضمن الرابطة الثنائية اثنين من أفلاك  $p$  الفرعية هذه، في حين تتضمن الرابطة الثلاثية ثلاثة من أفلاك  $p$  الفرعية.



**الشكل 50-1** الأفلاك الجزيئية للرابطتين الثنائية والثلاثية.

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

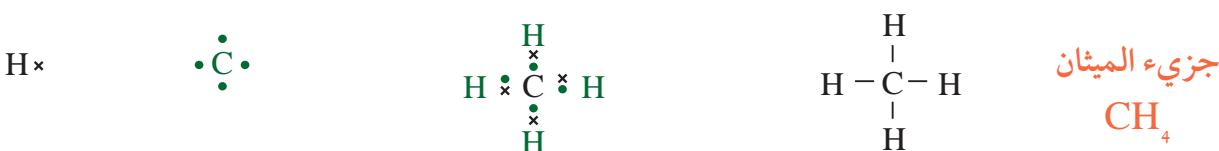
تكون رابطتا باي متعامدتان (بزايا قائمة) على مستوى الرابطة سيجما بين الذرتين؛ بسبب قوى التناحر المتبادلة للإلكترونات.

## سؤال للمناقشة

كيف نحدّد تركيب  
الجزيء؟

## تمثيل لويس النقطي للمركبات التساهمية

يعد تمثيل لويس النقطي أداة جيدة للتعرف إلى التركيب الجزيئي للمركبات التساهمية. فلذرّة الهيدروجين إلكترون تكافؤ واحد، وتحتاج إلى إلكترون واحد ليصبح لديها اثنان في مستوى الطاقة الأول. أمّا ذرّة الكربون فلديها أربعة إلكترونات تكافؤ، لذا تحتاج إلى أربعة إلكترونات أخرى ليصبح لديها ثمانية. يبيّن تمثيل لويس النقطي لمركب الميثان ( $\text{CH}_4$ ) الموضح في الشكل 51-1 أن الروابط الكيميائية الأربع في ( $\text{CH}_4$ ) هي تساهميةً أحادية، حيث تشارك كل ذرّة هيدروجين زوجًا من الإلكترونات مع ذرّة الكربون المركزية.

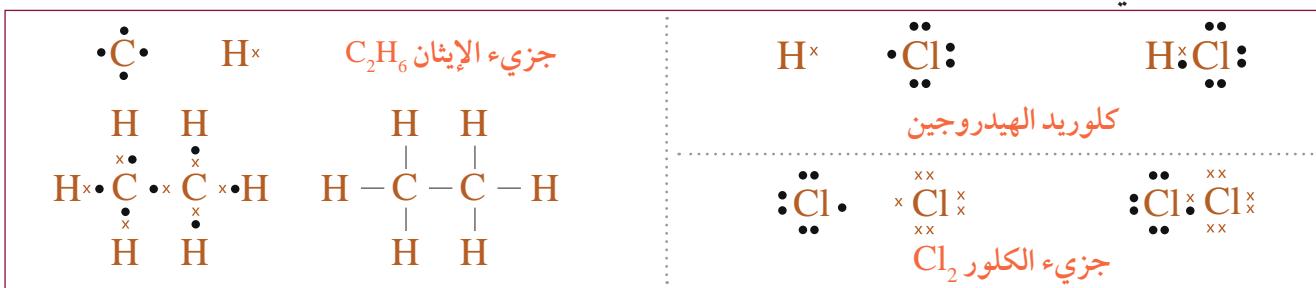


الشكل 51-1 باستخدام تمثيل لويس النقطي يمكننا التعرّف إلى التركيب الجزيئي للمركب ( $\text{CH}_4$ ).

**تحيط بكل ذرّة داخل الجزيء** في تمثيل لويس النقطي ثماني نقاط تبعًا لقاعدة الثمانية ، باستثناء الهيدروجين فيكون محاطًا بنقطتين.

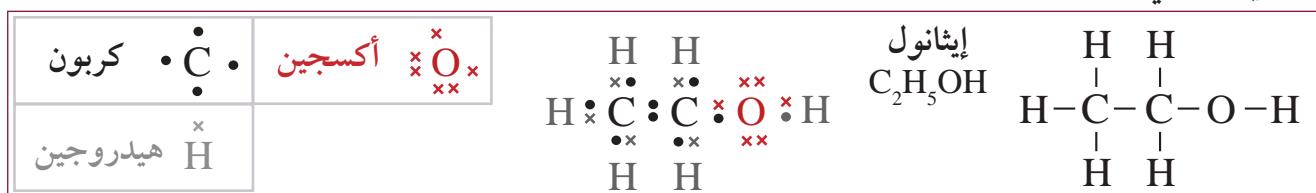


أمثلة أخرى على تمثيل لويس النقطي والتركيب الجزيئي مبنية بالشكل 52-1 حيث تظهر التراكيب الجزيئية لكُل من الجزيئات التالية الكلور وكلوريد الهيدروجين والإيثان. إذ تمثل رابطة واحدة في التركيب الجزيئي زوجًا من الإلكترونات.



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

مثال آخر على تمثيل لويس النقطي يبيّن جزيء الإيثanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ )، فهو مادة شائعة يستخدم ككحول طبي. يوضح الشكل 53-1 أن كل ذرّة كربون محاطة بثمانية نقاط، وأن كل ذرّة أكسجين محاطة بثمانية نقاط أيضًا، وأن كل ذرّة 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 الإلكترونات تكافؤه.

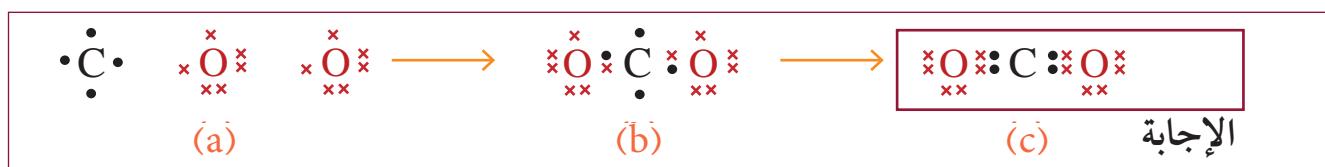


الشكل 53-1 تمثيل لويس النقطي لمركب الإيثanol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .

## تمثيل الروابط التساهمية الثنائية والثلاثية باستخدام تمثيل لويس النقطي

يعُد تمثيل لويس النقطي لمركب ثاني أكسيد الكربون  $\text{CO}_2$  مثالاً جيداً لتوضيح التركيب الجزيئي الذي يتضمن روابط تساهمية ثنائية أو ثلاثية، لذلك:

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



الشكل 1-54 تمثيل لويس النقطي لمركب ثاني أكسيد الكربون  $\text{CO}_2$ .

في تمثيل لويس النقطي، عليك أولاً إنشاء الروابط الأحادية. وبعد ذلك، عليك معرفة ما إذا كان يمكنك تحويل أي إلكترونات إضافية غير مترابطة إلى روابط ثنائية، أو ثلاثية.

تحسب النقاط في الرابطة الثنائية بأنها أربعة إلكترونات، في حين تتحسب في الرابطة الثلاثية بأنها ستة بالنسبة إلى الذرتين المترابطتين.

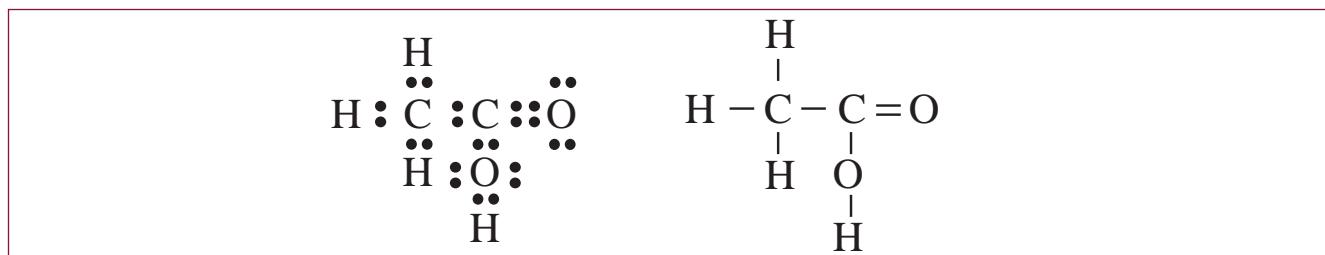
الإيثانين مركب عضوي مكون من الكربون والهيدروجين وصيغته الكيميائية  $\text{C}_2\text{H}_2$ . يُعد هذا المركب مثالاً جيداً على تكون الرابطة التساهمية الثلاثية بين ذرتى الكربون . يبيّن الشكل 1-55 تمثيل لويس النقطي للإيثانين وتركيبه الجزيئي.



الشكل 1-55 يبيّن تمثيل لويس النقطي الرابطة الثلاثية بين ذرتى الكربون في المركب  $\text{C}_2\text{H}_2$ .

تحتوي العديد من الجزيئات على رابطة تساهمية أحادية مع روابط ثنائية أو ثلاثية. يُعد حمض الأستيك مثالاً جيداً على جزيء يتضمن روابط أحادية وثنائية، وهو المكوّن الذي يعطي الخل طعمه الحمضي.

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



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

## الرابطة التّساهمية التّناسقية

**الرابطة التّساهمية التّناسقية Dative covalent bond** هي نوع من أنواع الروابط التّساهمية تتكون نتيجة مساهمة ذرة بزوج من الإلكترونات الغير مرتبط مع ذرة أخرى. تُسمى الذرة التي تمنح زوجاً من الإلكترونات بالذرة المانحة، والذرة الأخرى تُسمى بالذرة المستقبلة التي تقدم مداراً فارغاً، حيث تسهم ذرة واحدة بزوج إلكترونات للرابطة، عوضاً عن مساهمة كل ذرة بإلكترون واحد. وأفضل مثال على ذلك أيون الأمونيوم  $\text{NH}_4^+$ ، الذي يتكون من الأمونيا  $\text{NH}_3$ ، وأيون هيدروجين  $\text{H}^+$ . ويوضح الشكل 57-1 مصدر زوج الإلكترونات الذي يكون الرابطة من ذرة النيتروجين.



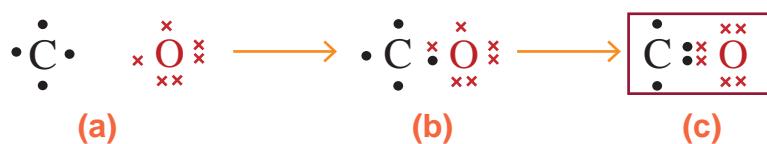
الشكل 57-1 رابطة تساهمية تناسقية في تكوين أيون الأمونيوم  $\text{NH}_4^+$ .

إن أول أكسيد الكربون  $\text{CO}$  غاز سام، ومصدر لتلوث الهواء؛ إذ أنه ينبعث من عوادم السيارات. يوضح تمثيل لويس النقطي لمركب أول أكسيد الكربون تكوين الرابطة التّساهمية التّناسقية. اتبع الآتي لرسم تمثيل لويس النقطي لهذا المركب بشكل صحيح:

a. ابدأ بتمثيل لويس النقطي لذرتي الكربون والأكسجين.

b. أنشئ الرابطة الأحادية، فهذا يترك نموذج الذرتين قريباً من تحقيق قاعدة الثمانية.

c. استخدم زوجاً آخر من الإلكترونات لإنشاء الرابطة الثنائية. وبهذا تحقق ذرة الأكسجين قاعدة الثمانية بشكل كامل، في حين يكون لدى الكربون ستة إلكترونات فقط.



d. لكي تتحقق ذرة الكربون قاعدة الثمانية، تحتاج إلى زوج من الإلكترونات. الحل هو إنشاء رابطة ثلاثية باستخدام زوج إلكترونات غير مترابط من ذرة الأكسجين، حيث تعد الرابطة الثالثة في الرابطة الثلاثية رابطة تناسقية؛ لأن كلا الإلكتروندين يأتيان من ذرة الأكسجين (الذرة المانحة). أما ذرة الكربون فهي الذرة المستقبلة لهذا الزوج من الإلكترونات الذي تشاركه مع الأكسجين.



لا يكون الأكسجين عادة رابطة ثلاثية مع الكربون؛ لأنّه يفضل تكوين روابط أحادية أو ثنائية. لذلك يعد المركب أول أكسيد الكربون نشطاً كيميائياً، وهو من الغازات السامة. فأول أكسيد الكربون يرتبط بقوّة مع ذرات الحديد الموجودة في الهيموغلوبين والتي تحمل الأكسجين في دمك، مما يمنع نقل الأكسجين عند التنفس، ومع مرور الوقت، يحتمل أن يؤدّي تركيز منخفض من أول أكسيد الكربون إلى الاختناق، أو الموت.

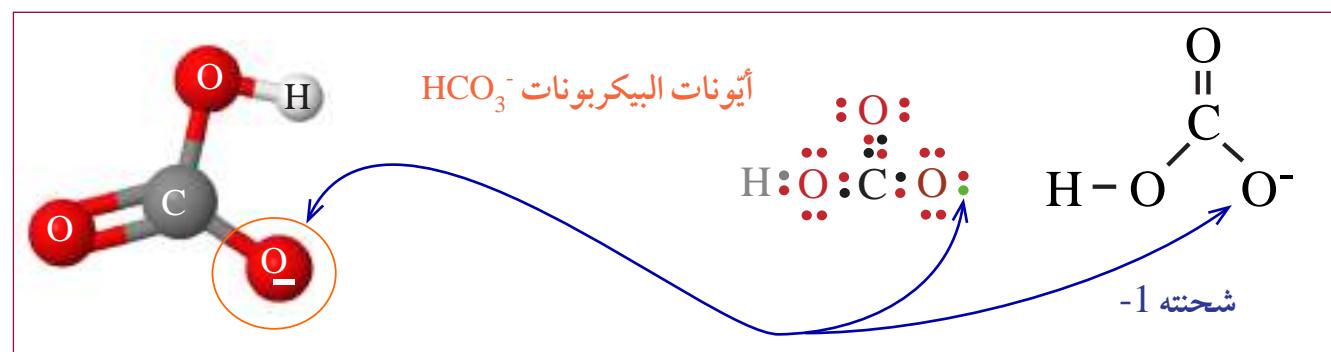
## سؤال للمناقشة

هل الأيونات الأحادية جميعها تشبه  $\text{Na}^+$  أو  $\text{Cl}^-$ ؟

## الأيونات المتعددة الذرات

الأيون متعدد الذرات polyatomic ion هو «جزيء مشحون» يتكون من العديد من الذرات المترابطة بروابط تساهمية. ويعدّ أيون البيكربونات  $\text{HCO}_3^-$  مثلاً جيداً لـأيون متعدد الذرات.

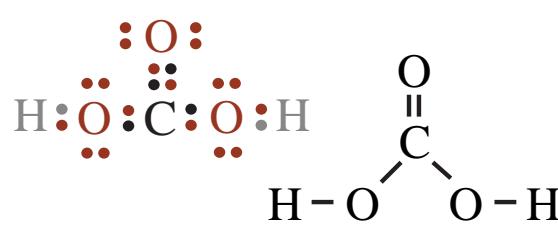
ويوضح تمثيل لويس النقطي لهذا الأيون الموجود في الشكل 58-1 أن ذرة من الكربون وذررتين من الأكسجين تحقق قاعدة الثمانية بشكل كامل. أمّا ذرة الأكسجين الثالثة فتكون رابطة واحدة فقط. لذلك تحتاج إلى إلكترون إضافي لتحقيق قاعدة الثمانية، ويكون هذا الإلكترون الإضافي هو الذي يعطي أيون البيكربونات شحنة تساوي (-1).



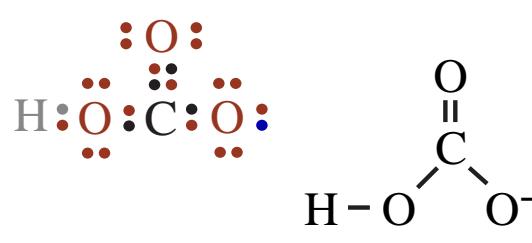
الشكل 58-1 يعدّ البيكربونات مثلاً على أيون متعدد الذرات.

تبقي الأيونات المتعددة الذرات مرتبطة معاً عندما تذوب المادة الأيونية، وفي العديد من التفاعلات الكيميائية. فعندما تذوب بيكربونات الصوديوم ( $\text{NaHCO}_3$ ) في الماء، ينفصل المركب إلى أيونات  $\text{Na}^+$  وأيونات  $\text{HCO}_3^-$ .

وت تكون الأيونات المتعددة الذرات عندما تكسب الذرات المترابطة بروابط تساهمية إلكترونات أو تفقدها بدلاً من تكوين روابط أكثر مع ذرات أخرى. انظر الشكل 59-1 حيث تكسب ذرة أكسجين واحدة موجودة في أيون البيكربونات إلكترونًا إضافيًّا بدلاً من تكوين رابطة ثانية. وترتبط ذرة الأكسجين الموجودة في حمض الكربونيكي  $\text{H}_2\text{CO}_3$  مع ذرة هيدروجين إضافية لتحقيق قاعدة الثمانية. أمّا الماء، فيتفكّك فيه حمض الكربونيكي لتكوين أيون البيكربونات  $\text{HCO}_3^-$ ، وأيون الهيدروجين  $\text{H}^+$ . ويعدّ هذا تفاعلاً مهمًا يحدث في جسمك وفي المحيط.



حمض الكربونيكي ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ )



أيونات البيكربونات ( $\text{HCO}_3^-$ )

الشكل 59-1 يتحقق حمض الكربونيكي قاعدة الثمانية من خلال ارتباط ذرة الأكسجين بذرة الهيدروجين من خلال الرابطة  $\text{O}-\text{H}$ . في حين يتحقق أيون البيكربونات قاعدة الثمانية من خلال اكتساب إلكترون إضافي، ما يعطيه شحنة مقدارها (-1).

مثال 8

**المسألة:** ارسم تمثيل لويس النقطي المحتمل لجزيء الميثانول ذي الصيغة الكيميائية  $\text{CH}_3\text{O}$  والذي يعرف بالفورمالدهيد.

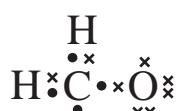
**الحل:** اكتب تمثيل لويس النقطي للذرات الثلاث C، H، O.



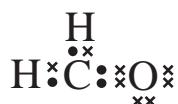
الكربون والأكسجين لديهما إلكترونات منفردة، لذلك صلّهما أولاً:



أضف ذرّتي الهيدروجين إلى كل جهة من ذرّة الكربون.

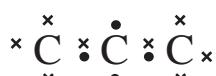


لم تتحقق كل من ذرّة الأكسجين وذرّة الكربون قاعدة الثمانية، فقم بوضع الإلكترونات المفردة بينهما لتكون رابطة تساهمية ثنائية.

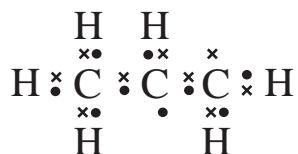


مثال 9

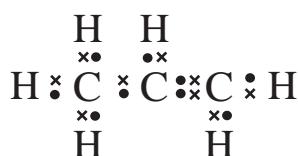
**المسألة:** ارسم تمثيل لويس النقطي لتركيب محتمل لمركب البروبين  $\text{C}_3\text{H}_6$ .  
**الحل:** يمتلك الكربون إلكترونات منفردة أكثر، لذا صلّ ذرات الكربون الثلاث معًا.

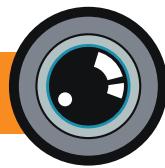


أضف 6 ذرات هيدروجين H، من خلال إضافة ذرة واحدة إلى ذرّة كربون، ثم أضف الذرات الثلاث المتبقية.



ذرّة الكربون الأول حققت قاعدة الثمانية، في حين لم تتحقق ذرّتا الكربون الثانية والثالثة تلك القاعدة، فقم بوضع الإلكترونات المفردة التي بينهما لتكون رابطة تساهمية ثنائية.





## العلوم والعلماء: لينوس بولينج

في العام 1869، طور ديمترى منديليف (1834 - 1907) أول جدول دوريٌّ حديث، بالاعتماد على تكرار أنماط الخصائص الكيميائية. ومع ذلك، لم يكن يعرف أحد كيف ترتبط الذرات. وفي العام 1916، لفت لويس جلبرت (1875 - 1946) إلى أنَّ الروابط الكيميائية تتكون من أزواج من الإلكترونات، لكنه لم يستطع تفسير سبب تكوين الروابط الكيميائية.

وكان على الإجابة أن تنتظر خمسة عشر عاماً أخرى حتى طبق لينوس بولينج، من معهد كاليفورنيا للتكنولوجيا، النظرية الجديدة لميكانيكا الكم. أوضحت ورقة بولينج عام 1931 بعنوان «طبيعة الرابطة الكيميائية» كيف أنَّ السلوك الكيميائي للعناصر يأتي مباشرة من السلوك الكمي للإلكترونات في الذرات. وقد حصل بولينج على جائزة نobel في الكيمياء عام 1954، وعلى جائزة نobel للسلام عام 1962، وهو الشخص الوحيد الذي حصل على جائزتي نobel غير مشتركتين، كما يعد واحداً من أكبر عشرين عالماً في تاريخ البشرية، ومؤسس علم كم الكيميائي.



ولد لينوس بولينج (1901 - 1994) في بورتلاند بولاية أوريغون لأبوين هما هيرمان بولينج ولوسي إيزابيل. توفي هيرمان بولينج عام 1910 تاركاً للوسي رعاية لينوس البالغ من العمر تسعة سنوات، وشققتيه الصغيرتين لوسيل وبولين. وعندما كان يدرس في المدرسة الثانوية، قام بولينج بفككِ مصنع للصلب مهجور بهدف استخدامه في التجارب الكيميائية، كما عمل بما يعادل ثلاثة أيام في الأسبوع في محل بقالة.

في عاميه الأخيرين في الكلية، تعرَّف بولينج إلى عمل العالم لويس عن الروابط الكيميائية. عندها قرر أن يركِّز بحثه في كيفية ارتباط الخواص الفيزيائية والكميائية للمواد بتركيب الذرات. غادر بولينج الولايات المتحدة للدراسة بإشراف الفيزيائي الألماني أرنولد سومرفيلد في ميونيخ، والفيزيائي الدنماركي نيلز بور في كوبنهاغن، والفيزيائي التميمي إيرفين شرودنغر في زوريخ، وكلّ منهم عالم عظيم وبطل سلام. عام 1946، انضمَّ إلى لجنة الطوارئ برئاسة ألبرت أينشتاين لتحذير الناس من الأخطار المرتبطة بتطوير الأسلحة النووية.



## تقويم الدرس 3-1

.1. أيّ من العبارات الآتية تعدّ أفضل وصف للرابطة التساهمية الأحادية؟

a. جسر من المادة يربط ذرّتين معاً.

b. زوج من الإلكترونات المشتركة بين ذرّتين.

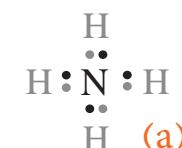
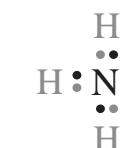
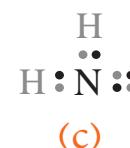
c. قوّة جذب للشحنة الموجبة بين نوى الذّرات.

d. عندما تقارب الذّرات بشكل كاف، فإن الجاذبية تجمعها معاً.

.2. ارسم تمثيل لويس النقطي لأيون الألومنيوم  $\text{Al}^{3+}$ .

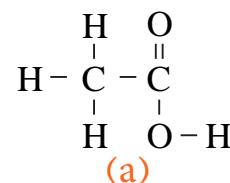
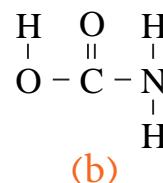
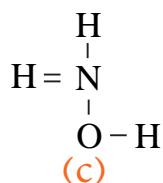
.3. أحد تمثيلات لويس النقطي أدناه يعدّ صحيحاً لمركب متعادل مكون من النيتروجين والهيدروجين.

اختر التركيب الصحيح، ثموضح لماذا تعدّ التراكيب الثلاثة الأخرى غير صحيحة.



.4. صف المقصود بقاعدة الثمانية ، مستخدماً أسلوبك الخاصّ.

.5. أيّ من أشكال التراكيب الجزيئية المبيّنة أدناه لا يوجد على هيئه مركب متعادل ومستقرّ؟ ولماذا؟



.6. ارسم مخطّطات تمثيل لويس النقطي للمركبات التالية:



.7. ما نوع الرابطة في الحالات الآتية:

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

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

c. ارتباط ذرّات البوتاسيوم K بعضها مع بعض.

.8. ارسم مخطّط تمثيل لويس لأيون الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

# الوحدة 1

## مراجعة الوحدة

### الدرس 1-1: التركيب الذري

- تتكون الذرات من البروتونات Protons والنيترونات Neutrons والإلكترونات Electrons.
- تكون البروتونات والنيترونات الموجودة داخل النواة 99.9% من كتلتها.
- تكون الإلكترونات سحابة إلكترونية كبيرة حول النواة.
- ترتبط الذرات معًا بواسطة قوة جذب إلكتروستاتيكية Electrostatic force.
- توجد الإلكترونات في المستويات الفرعية  $s, p, d, f$  التي تمتلك أعداد الكم Quantum num bers  $n, l, m_s$ .
- تمتلك المستويات الفرعية  $s, p, d, f$  أفلاماً، يمتلك الأفلام  $p_x, p_y, p_z$ .
- تكون الأفلام مستويات الطاقة.

### الدرس 1-2: التوزيع الإلكتروني

- ينص مبدأ الاستبعاد Exclusion principle على أن من غير الممكن أن يمتلك أي إلكترونين أعداد الكم الأربع نفسها في الذرة نفسها.
- يصف التوزيع الإلكتروني Electron configuration الكيفية التي تملأ بها الإلكترونات الأفلام.
- ينص مبدأ أوقياول لبناء التصاعدي Aufbau principle على أن الإلكترونات تملأ الأفلام الأقل طاقة أولاً.
- إلكترونات التكافؤ Valence electrons هي الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة فقط.
- تصف قاعدة هوند Hund's rule الكيفية التي توزع الإلكترونات على المستويات المتساوية في الطاقة.
- يصف التكافؤ Valency عدد الروابط التي قد تكونها الذرة.
- تحدد تمثيلات لويس النقاطية Lewis dot structures الكترونات التكافؤ لعنصر ما.

### الدرس 1-3: الروابط الكيميائية

- تتكون الروابط الكيميائية Chemical bonds عند الحد الأدنى من الطاقة الكهربائية الكامنة (الإلكتروستاتيكية).
- تنص قاعدة الثمانية Octet rule على أن العناصر تكون روابط لكي تصل إلى تكافؤ يساوي ثمانية.
- تُستخدم تمثيلات لويس النقاطية Lewis dot structure لتمثيل أشكال المركبات الأيونية والتّساهمية.
- تتضمن الرابطة التّساهمية الأحادية Single covalent bond زوجاً من الإلكترونات موجوداً في هيئة رابطة من نوع سيجما.
- تتضمن الروابط التّساهمية الثنائيّة والثلاثيّة Double and triple covalent bond المزيد من الإلكترونات الموجودة في هيئة روابط من نوع باي.
- تتضمن الروابط التّساهمية التّناسقية Dative covalent bond إلكترونين من الذرة نفسها.

## الدرس 1-1: التركيب الذري

.1. اختر من جميع العبارات الآتية ما يعد خطأ.

- .a. كتل البروتون والنيوترون والإلكترون هي نفسها تقريباً.
- .b. شحنة البروتون الكهربائية تساوي شحنة الإلكترون باستثناء أن إشارتيهما مختلفان.
- .c. تجمع الروابط الأيونية ذرّتين معًا، في حين تجمع الروابط التساهمية ذرّات متعدّدة.
- .d. يحدد حجم الذرة بوساطة الإلكترونات، ولكن تُحدّد النواة كتلتها بالكامل تقريباً.

.2. أيّ من العبارات الآتية صحيحة؟

- .a. عدد الإلكترونات الكلّي في أي مستوى طاقة هو ثمانية.
- .b. لا يوجد إلكترونان في الذرة نفسها تكون لهما قيم أعداد الكم الأربع نفسها.
- .c. أعداد الكم الأربع لإلكترون في المستوى الفرعي  $1s^1$  هي:  $(\frac{1}{2}, 0, 0, 2)$ .
- .d. عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيس ( $n$ ) يساوي  $2n^2$ .

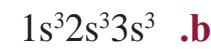
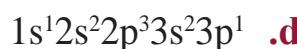
.3. أيّ مما يأتي يعدّ أفضل وصف لمبدأ الاستبعاد؟

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

.4. أيّ من التوزيعات الإلكترونية الآتية يعدّ ممكناً؟



.5. أيّ من التوزيعات الإلكترونية الآتية يعدّ صحيحاً لذرة تمتلك تسعة إلكترونات؟



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

.c. الفلور

.a. النيتروجين

.d. النيون

.b. الأكسجين

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

- c. الليثيوم والمنغنيسيوم
- d. النيتروجين والفسفور
- a. البورون والكبريت
- b. الجاليوم والألومنيوم

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

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

9. أيّ زوج من العناصر الآتية يعد الأكثراً احتمالاً لتكوين مركب أيوني عندما يتّحدان معًا؟

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

10. الرابطة التساهمية التناسقية:

- a. تتضمّن أربعة إلكترونات.
- b. تتضمّن إلكترونين من الذرة نفسها.
- c. تتضمّن زوجاً ثالثاً من الإلكترونات في روابط ثلاثية.
- d. تتضمّن 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 الأربع الأولى.

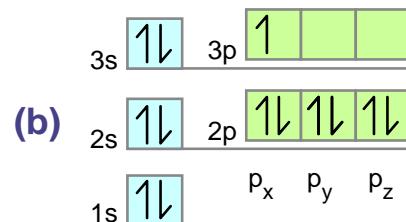
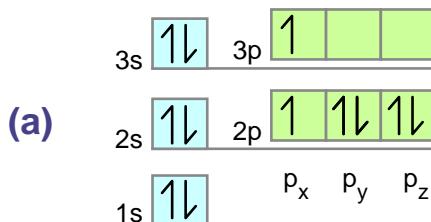
15. اذكر العلاقة بين تركيب الجدول الدوري ومستويات الطاقة في الذرة.

16. لا تشغّل جميع الإلكترونات الموجودة في الذرة أدنى مستوى للطاقة . بين السبب، واشرح كيف يتطّور ترتيب الإلكترونات مع ازدياد العدد الذري .

17. اشرح الفرق بين الفلك والمستوى الفرعى وأعط مثالاً على ذلك.



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



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



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



21. ابحث في تاريخ اكتشاف تركيب الذرة. أعد عرضاً تقديميًّا powerpoint يوضح تطوير الأفكار من العصور القديمة إلى يومنا هذا. ينبغي أن يشتمل العرض على الرسوم البيانية للنماذج المختلفة الرئيسية جنباً إلى جنب مع المعالم المهمة والعلماء والتاريخ.



### الدرس 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. باريوم Ba

24. استنتاج 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 إجابتكم.

b. ما عدد إلكترونات التكافؤ لهذا العنصر؟

c. ما تكافؤ هذا العنصر؟

26. استعن بالجدول الدوري، لتحديد اسم ورمز العنصر الذي له التوزيع 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 التوزيعات الإلكترونية للفلزات القلوية الأرضية Ca، Be، Mg و؟

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

31. سُمّ أيونين لهما توزيع إلكتروني مماثل للتوزيع الإلكتروني لعنصر الهيليوم He.

32. اكتب التوزيعات الإلكترونية للأيونات الآتية.



33. اكتب التوزيع الإلكتروني بحسب مبدأ أو فياؤ لذرّة عنصر لديه المخطط الإلكتروني أدناه.

$3s$	$1\boxed{1}$	$3p$	$1\boxed{1}$	$1$	
$2s$	$1\boxed{1}$	$2p$	$1\boxed{1}$	$1\boxed{1}$	
$1s$	$1\boxed{1}$				

34. فسر 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 ستة إلكترونات تكافؤ. لماذا تميل ذرات الأكسجين إلى تكوين رابطتين بدلاً من ست روابط؟

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

### الدرس 1-3: الروابط الكيميائية

37. اذكر نص قاعدة الثمانية.

38. اشرح سلوك الإلكترونات المختلفة خلال تكوين الروابط التساهمية والروابط الأيونية.

39. توقع الصيغة الكيميائية لمركّب يتكون باتحاد العنصرين الليثيوم Li والفلور F. علّل إجابتك.

## تقويم الوحدة

40. تقع الصيغة الكيميائية لمركب يتكون باتحاد العنصرين المغنيسيوم Mg و البروم Br. علل إجابتكم.



41. يبين الرسم البياني طاقة نظام مكون من ذرتين. لماذا تكون قيمة الطاقة صفرًا عندما تكون الذرات متباعدة؟ وماذا يحدث للطاقة عندما تتحد الذرات برابطة كيميائية؟

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

43. اشرح بأسلوبك الخاص لماذا لا تكون الغازات النبيلة الروابط الكيميائية بشكل طبيعي.

44. ما هي العناصر التي تعتقد أنها يمكن أن تكون مركبًا مع أيون الكربونات مماثلاً لمركب كربونات الكالسيوم،  $\text{CaCO}_3$ . علل إجابتكم مستخدماً التوزيع الإلكتروني لكل عنصر.

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

46. ارسم تمثيل لويس النقطي، المحتمل لكل من المركبات التالية:



47. ارسم تمثيلاً واحداً محتملاً من تمثيلات لويس النقطي، لأيون المتعدد الذرات النيترات  $\text{NO}_3^-$ .

48. يشكل الألومنيوم والكلور دايمر - dimer وهو مركب يتكون من وحدات فرعية متطابقة. والوحدة الفرعية هي  $\text{AlCl}_3$  وجزيء  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$  هو  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$ . ارسم تمثيل لويس النقطي لجزيء  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$ .

### مشروع بحثي: مركبات الغازات النبيلة

49. بعض الغازات النبيلة تكون مركبات مع بعض العناصر الأخرى، على الرغم من وجود ثمانية إلكترونات في المستويات الفرعية s و p. ابحث على الأقل عن اثنين من هذه المركبات ثم اشرح سبب تكوينها مستخدماً مفاهيم من هذه الوحدة. بين سبب عدم تكوين عناصر الغازات النبيلة الأخرى مركبات.



C1101  
C1102

## الوحدة 2

### الروابط الكيميائية وتركيب المادة

في هذه الوحدة

**الدرس 2-1:** السالبية الكهربائية

**الدرس 2-2:** الأشكال الهندسية للجزيئات

**الدرس 2-3:** القوى الجزيئية البينية

# 2

## الوحدة

### مقدمة الوحدة

هدف العلم هو تقديم تفسيرات لما نلاحظه. أمّا الكيمياء فتبني فيها الكثير من التفسيرات على تفاعلات غير مرئيّة تحدث بين الذرّات. تفسّر هذه الوحدة سلوكيّات متنوعة للموادّ من حولنا؛ إذ يُفسّر التّوصيل الكهربائيّ الجيد لعنصر النّحاس، وقابلية هذا العنصر للطرق والسحب، في حين نلاحظ أنّ ملح الطعام الصلب مادة عازلة للتّيار الكهربائيّ، وإنّه مادة صلبة بلورية قابلة للكسر وغير قابلة للسحب. تبدأ الوحدة بمفهوم السالبيّة الكهربائيّة، حيث يقدم هذا المفهوم التفسيرات لأنواع الرّئيسة من الروابط الكيميائيّة: الأيونيّة، والتّساهميّة.

ويوضح الدّرس الثّاني كيف أنّ الذرّات في الجزيئات تركيب إلكتروننيّ مختلف عن تركيبها في الذرّات غير المرتبطة. تشرح نظرية تنافر أزواج إلكترونات التّكافؤ VSEPR كيف ينتج التركيب الثّلاثيّ الأبعاد للجزيئات نتيجة التّنافر بين الأزواج الإلكترونية المرتبطة أو الأزواج الإلكترونية الحرّة.

أمّا الدّرس الثالث، فيفسّر القوى الجزيئيّة البينيّة التي تربط بين الجزيئات المختلفة في الموادّ الصلبة والسائلة والغازية. فخصائص الماء التي تحافظ على الحياة هي نتيجة لقوى البينيّة الجزيئيّة أيضًا. كما أنّ تكون البلورات، ومرنة الفلزات ، والموادّ الحديثة مثل أنابيب الكربون النّانوية، هي أيضًا نتيجة مباشرة لقوى الجزيئيّة البينيّة.

### الأنشطة والتجارب

- 1-2 الموادّ القطبيّة والأيونيّة.
- 2-2 الأشكال الهندسيّة للجزيئات.

# الدرس 1-2 السالبية الكهربائية



الشكل 1-2 الصدأ

إذا تركت أي سطح مصنوع من الحديد مكشوفاً في الهواء، فسوف يصدأ بعد فترة من الزمن. تسرع المياه المالحة في بحر الخليج عملية الصدأ، إذ يصدأ الحديد المغمور في المياه المالحة بمعدل 0.2mm في السنة. وبناء عليه، فإن صفيحة من الحديد سمكها 2mm، يتحول فيها فلز الحديد الصافي، إلى مركبات مختلفة ذائبة وغير ذائبة، وبالتالي تختفي الصفيحة بغضون عشر سنوات.

تحدث عملية الصدأ نتيجة تفاعل الحديد مع الأكسجين حيث تنتقل الإلكترونات من ذرات الحديد إلى ذرات الأكسجين، وبالتالي، فإن أي مسرع لحركة الإلكترونات، يعمل على تسريع عملية الصدأ. يُعد الماء المالح موصلًا جيدًا للتيار الكهربائي؛ لأنّ الأيونات الذائبة تشكّل نحو أربعة في المائة من كتلته، وبالتالي، فإن قدرة الماء المالح على توصيل التيار الكهربائي تسمح للإلكترونات بانتقال أسهل؛ ولهذا السبب تعد عملية التآكل بسبب الصدأ من أكثر المشكلات التي تعانيها السفن.

لقد جرى تطوير العديد من الحلول الكيميائية الذكية لمنع الصدأ وسواء من مشكلات تآكل الفلزات. تعتمد إحدى هذه التقنيات على وجود فلز لديه القدرة على فقدان الإلكترونات بسرعة أكبر من الحديد لذلك يتآكل أولاً. وبالتالي، سيحمي الحديد. إن لكل من الخارصين والألومنيوم سالبية كهربائية 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



## مخرجات التعلم

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

Polar molecule	جزيء قطبي
	رابطة تساهمية غير قطبية
Non-polar covalent bond	
Polar covalent bond	رابطة تساهمية قطبية
Electronegativity	السالبية الكهربائية
Dipole	ثنائي القطب

## سؤال للمناقشة

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

لذلك يجذب الإلكترونات بقوة كبيرة، ليكون أيونات سالبة. في حين أن السالبية الكهربائية لعنصر الليثيوم تساوي 0.98، مما يفسر ميله إلى فقد الإلكترونات، وتكون أيونات موجبة.

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

تعد السالبية الكهربائية إحدى الخصائص الدورية المهمة لعناصر الجدول الدوري (الشكل 2-5). إذ تمثل السالبية الكهربائية إلى التزايد عبر كل دورة من اليسار إلى اليمين لزيادة قوة جذب النواة، مع تزايد العدد الذري لعناصر هذه الدورة باستثناء عناصر الغازات النبيلة: He، Ne، Ar، فإنها غير محددة لأن هذه العناصر لا تمثل إلى تكوين المركبات بسهولة.

السالبية الكهربائية لعناصر الـ 54 الأولى																	
1		الأدنى								الأعلى							
1a	2a	3	4	5	6	7	8	8b	8b	1b	2b	3a	4a	5a	6a	7a	8a
1 H 2.20	2 He	Li 0.98	Be 1.57	11 Na 0.93	12 Mg 1.31	3b Sc 1.36	4b Ti 1.54	5b V 1.63	6b Cr 1.66	7b Mn 1.55	24 Cr 1.66	5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98	10 Ne
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 قيمة السالبية الكهربائية أدنى إلى يسار الجدول وأعلى إلى يمينه لتبلغ أعلى قيمة لعناصر الهايوجينات.

يبين الشكل 2-2 أن الفلزات القلوية والقلوية الأرضية هي العناصر الأقل سالبية كهربائية. ولذرّاتها في المركبات قوى جذب منخفضة للإلكترونات. في المقابل، تكون ذرات عناصر الأكسجين والنيتروجين والهايوجين ذات سالبية كهربائية أعلى، وبالتالي فإن ذرّاتها تجذب الإلكترونات بقوة في المركبات. تكون قيمة السالبية الكهربائية للهايوجينات F، Cl، Br، I عالية، لأنّ ذرات هذه العناصر تحتاج إلى كسب إلكترون واحد فقط ليصبح ترتيبها الإلكتروني مماثلاً للترتيب الإلكتروني للغازات النبيلة.

بشكل عام، تمثل السالبية الكهربائية إلى الانخفاض من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة الواحدة. ففي العناصر ذات مستويات الطاقة أعلى تكون الإلكترونات التكافؤ أكثر بعداً من النواة، وأقل انجداباً إليها، بسبب تأثير حجب الإلكترونات الداخلية في المستويات المكتملة بالإلكترونات. انظر إلى قيمة السالبية الكهربائية لعناصر المجموعة 2A المبينة في الشكل 2-2.

## السالبية الكهربائية والروابط التساهمية

إن الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرات هو الذي يحدد نوع الرابطة في ما بينها. فالروابط تكون تساهمية عندما يكون الفرق في السالبية الكهربائية أقل من (1.7) (الجدول 1-2). ووفقاً لمصادر مختلفة، فإن الرابطة تكون أقرب إلى الرابطة الأيونية إذا كانت قيم الفرق في السالبية الكهربائية ضمن هامش يتراوح بين (1.7 و 2.1). مثال على ذلك أن الفرق في السالبية الكهربائية للرابطة بين اليود والبوتاسيوم في المركب يوديد البوتاسيوم KI، يساوي 1.84؛ وهذه القيمة في حدود الرابطة الأيونية.

**الجدول 1-2** العلاقة بين السالبية الكهربائية ونوع الرابطة الكيميائية.

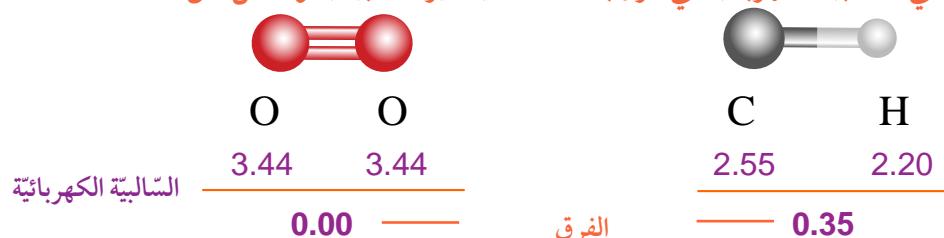
نوع الرابطة الكيميائية	الفرق في السالبية الكهربائية
تساهمية غير قطبية	$0 - < 0.4$
تساهمية قطبية	$0.4 - < 1.7$
أيونية	$\geq 1.7$

تكون قيم الفرق في السالبية الكهربائية في **الروابط التساهمية غير القطبية** أقل من 0.4. فالرابطة بين ذرات الأكسجين في الجزيء  $O_2$  هي رابطة تساهمية غير قطبية، كما هو مبين في الشكل 2-3، والفرق في السالبية الكهربائية بين الكربون والهيدروجين يساوي (0.35)، مما يجعل الرابطة C-H أيضاً رابطة تساهمية غير قطبية.

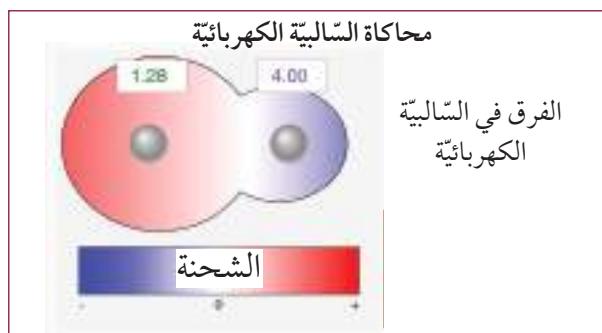
إن الفرق في السالبية الكهربائية هو الذي يحدد إن كانت الرابطة أيونية أو تساهمية. كما يحدد الرابطة التساهمية إن كانت قطبية أو غير قطبية.



**الفرق في السالبية الكهربائية في الروابط التساهمية غير القطبية يكون أقل من 0.4**



**الشكل 3-2** مثالان على روابط تساهمية غير قطبية.



**الشكل 4-2** محاكاة تفاعلية للفرق في السالبية الكهربائية بين العنصرين المكونين للرابطة الكيميائية.

تستكشف المحاكاة التفاعلية في الشكل 4-2 الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرات. ما الذي يحدث لتوزيع الشحنات عندما يكون هناك فرق كبير في السالبية الكهربائية بالمقارنة مع فرق صغير فيها؟ وكيف تتغير القطبية وفقاً للتغيير في السالبية الكهربائية؟

# الرّابط التّساهميّة القطبيّة والجزيئات القطبيّة

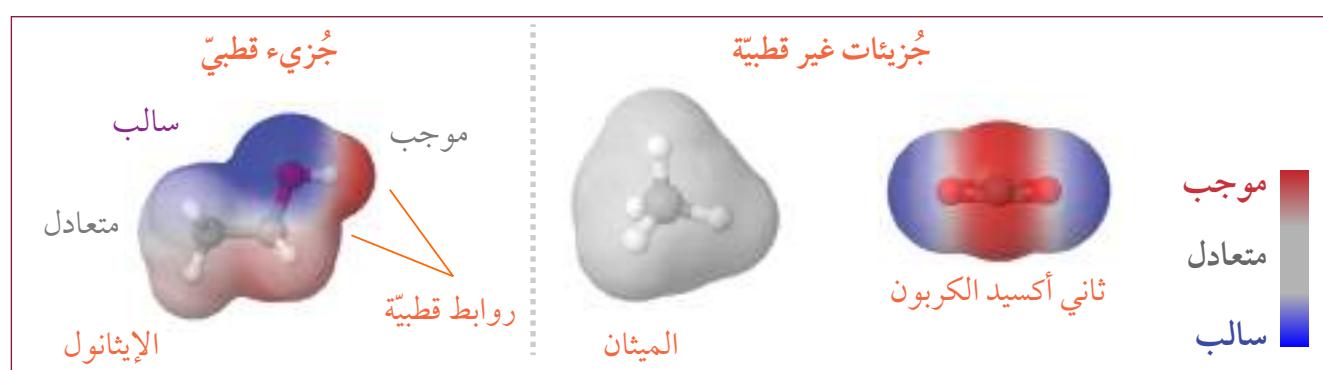
تشكل العناصر، ذات الفرق في السالبية الكهربائية ما بين (0.4) و(1.7)، رابطة تساهمية قطبية (الشكل 2-8). إذ تقضي إلكترونات الرابطة التساهمية القطبية وقتاً أكبر بالقرب من الذرة الأكثر سالبية كهربائية. فعلى سبيل المثال، تساوي السالبية الكهربائية لذرة الكربون (2.55) بالمقارنة مع (3.44) لذرة الأكسجين. ويساوي الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين (0.89)؛ لذلك تكون الرابطة  $O - C$  رابطة قطبية. كذلك فإن الرابطة  $H - O$  هي أكثر قطبية، لأن الفرق في السالبية الكهربائية يساوي (1.24) كما يبين الشكل 2-5.



**الشكل 5-2** مثالان على روابط تساهمية قطبية.

**إنَّ الجُزِيَّة القطبِيَّة** **Polar molecule** هو الذي يملك فرقاً في الشحنة على كامل الجُزِيَّة. وعندما يصف الكيميائيون المادة بأنَّها قطبية أو غير قطبية، فإنَّهم يعنون شحنة الجُزِيَّة، لا شحنة الروابط الفردية (الشكل 2-6). إنَّ أيَّ جُزِيَّة يتكون فقط من روابط غير قطبية سيكون حتماً غير قطبية.

تَوْزُّع الشَّحَنَات عَلَى الْجُزِيَّةِ الْقَطْبِيِّ بِشَكْلٍ غَيْرِ مُتَمَاثِلٍ.

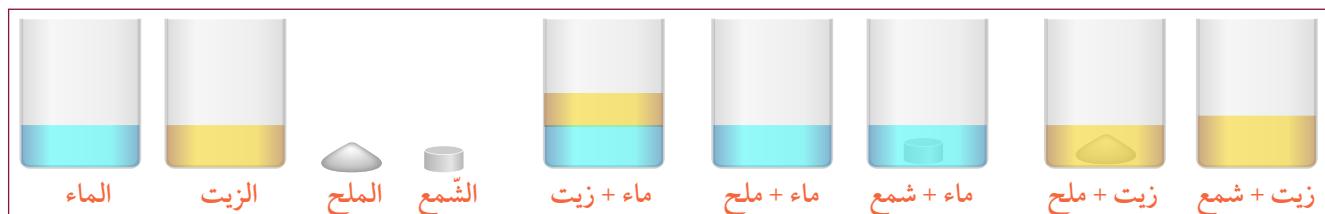


**الشكل 6-2** الإيثانول مثال على جزء قطبي، والميثان، وثاني أكسيد الكربون مثالان على الجزيئات غير القطبية.

لكي يكون الجُزِيء قطبياً يجب أن يكون لديه رابطة قطبية واحدة على الأقل. وفترض القطبية في الجُزِيء أن يكون توزيع الشحنة فيها غير متماثل. وقد تكون الرابط قطبية، ويكون الجُزِيء غير قطبي. فمثلاً، يملك ثاني أكسيد الكربون رابطتي  $O=C$ ، قطبيتين. ومع ذلك فإنّ نهايتي طرفي الجُزِيء تحملان شحتين متساويتين، وليس هناك أيّ أفضليّة لنهاية «موجبة» أو نهاية «سالبة». إنّ تماثل الرابطتين القطبيتين في الجُزِيء  $CO_2$  يؤدّي إلى إلغاء القوى الإلكتروستاتيكية، وتكون محصلةقوى الكهربائية تساوي صفرًا؛ وبالتالي يكون الجُزِيء غير قطبي.

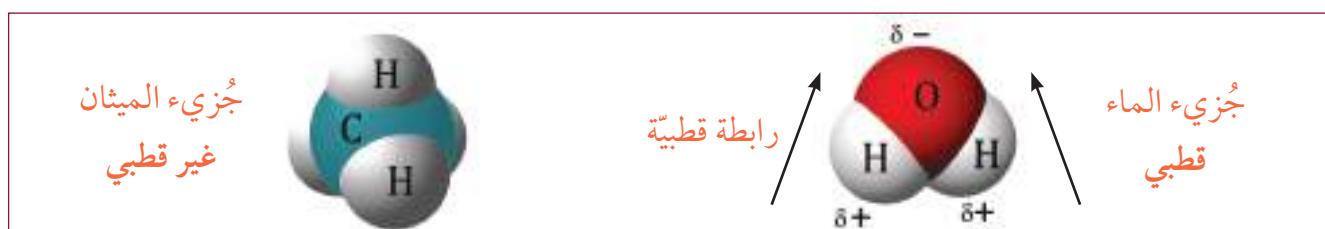
## ذوبانية المركبات الأيونية وتساهمية

يبيّن الشكل 7-2 تجربة تستخدم الزيت والماء. إن مزيجاً من الزيت والماء سوف ينفصل إلى مكوناته على شكل طبقتين منفصلتين حتى بعد رجّهما بقوّة معًا، في حين أنّ الملح يذوب بسهولة في الماء، ولا يذوب في الزيت، كذلك لا يذوب الشمع في الماء، لكنه يذوب ببطء في الزيت. إن كلاً من الماء والزيت مركبين تساهمين، ولكن لكلٍّ منها سلوك مختلف؛ ذلك أنّ الروابط التساهمية ليست جميعها متماثلة.



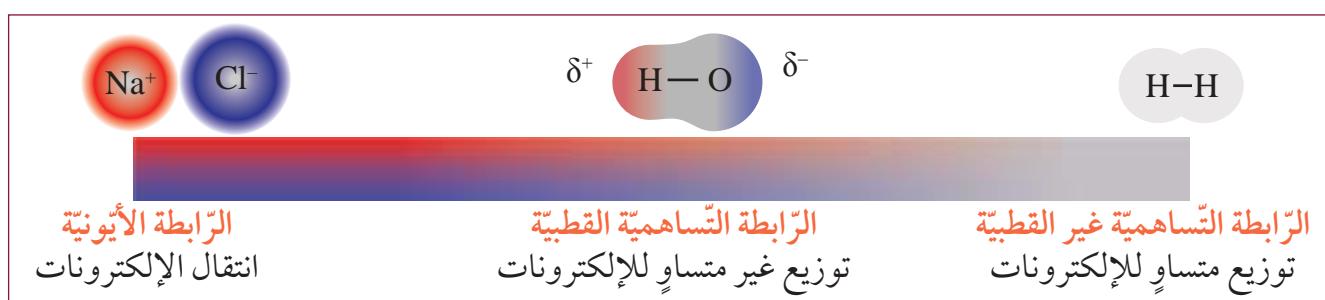
الشكل 7-2 تجربة تبيّن الاختلاف في بعض الخصائص الفيزيائية للمركبات التساهمية.

نستنتج من التجربة السابقة أن المركبات التساهمية مختلفة. يرجع هذا الاختلاف إلى توزيع الشحنات داخل الجزيء. فالجزيء القطبى **Polar molecule**، مثل الماء، تتوزّع فيه الشحنة بطريقة غير متماثلة، إذ نجد فيه أطرافاً موجبة جزئياً، وأطرافاً أخرى سالبة جزئياً، بينما يتكون الزيت من جزيئات غير قطبية. أما المركبات الأيونية، كالملح، 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 8-2 الفرق بين جزيء قطبى وآخر غير قطبى.

تعلّمنا 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** هي رابطة لا تتوزّع فيها الإلكترونات المشتركة بالتساوي بين الذرتين المترابطتين.



الشكل 9 تدرج الروابط من التساهمية إلى الأيونية.

## السالبية الكهربائية والروابط الأيونية

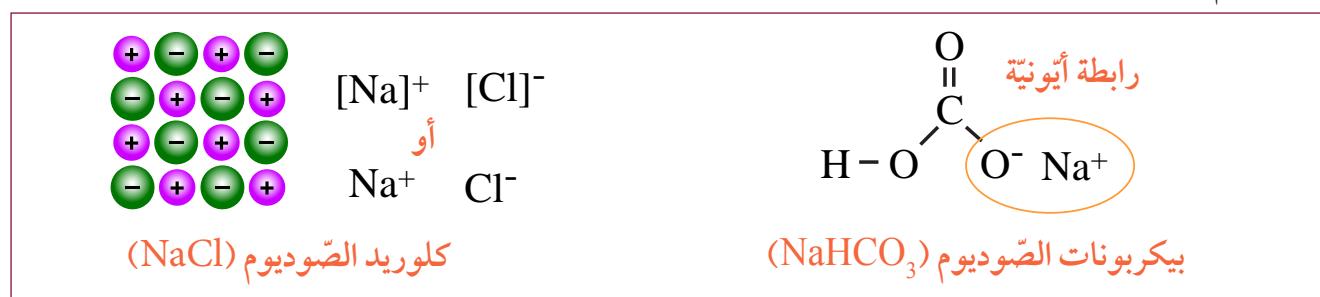
لا يمكن الحكم على أي رابطة بأنها أنيونية أو تساهمية بشكل مطلق، لأنّ نوع الرابطة المتكونة يتوقف على قوّة جذب الذرة للإلكترونات، ويمكن تقدير الطابع الأيوني باحتساب فرق السالبية الكهربائية بين العنصرين. تعدّ الروابط أنيونية عندما يصبح الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرات أكبر من أو يساوي 1.7؛ أي طابع أيوني أعلى من 50%， فالسالبية الكهربائية لعنصر الصوديوم، مثلاً، تساوي 0.93، والسالبية الكهربائية لعنصر الكلور تساوي 3.16. وعندما يتراكم هذان العنصران ليكونا مركب كلوريد الصوديوم  $\text{NaCl}$ ، يُعدُّ هذا المركب أنيونياً؛ لأنَّ فرق السالبية الكهربائية بينهما يساوي 2.23، وتكون الرابطة بين  $\text{Na}^+$  و  $\text{Cl}^-$  أنيونية. كذلك فإنَّ الفرق في السالبية الكهربائية بين  $\text{Ca}^{2+}$  و  $\text{F}^-$  يساوي 2.98، لذلك يُعدُّ مركب فلوريد الكالسيوم  $\text{CaF}_2$  (الموجود في الفلسبار) مركباً أنيونياً (الشكل 2-10).

 $\text{Na}^+$ السالبية الكهربائية 0.93	 $\text{Cl}^-$ 3.16	 $\text{Ca}^{2+}$ 1.00	 $\text{F}^-$ 3.98
2.23		2.98	

فرق في السالبية الكهربائية

الشكل 10-2 الروابط ما بين  $\text{Na}^+$  و  $\text{Cl}^-$  وما بين  $\text{Ca}^{2+}$  و  $\text{F}^-$ ، هي روابط أنيونية.

لا تمثل الروابط الأنيونية عادة بخطوط في المركبات الأنيونية، لأنَّها تربط أيونات متعددة في ما بينها. وتستخدم علامات + و - للإشارة إلى شحنة كلِّ من الأيونات المترابطة (الشكل 2-11).



الشكل 11-2 تمثيل الروابط الأنيونية في المركبات الأنيونية.

مثال 1

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

**الحل:** السالبية الكهربائية للعناصر  $\text{S}, \text{C}, \text{K}, \text{Br}$  على التوالي: 2.58 ، 2.55 ، 0.82 ، 2.96 و تكون الذرة الأكثر سالبية كهربائية في كل زوج الذرة الأكثر جذباً للإلكترونات.

الذرة الأكثر سالبية	نوع الرابطة	فرق السالبية الكهربائية	الرابطة بين الكبريت والعناصر
الكبريت	تساهمية غير قطبية	$2.58-2.55 = 0.03$	C
الكبريت	أنيونية	$2.58-0.82 = 1.76$	K
البروم	تساهمية غير قطبية	$2.96-2.58 = 0.38$	Br

## مثال 2

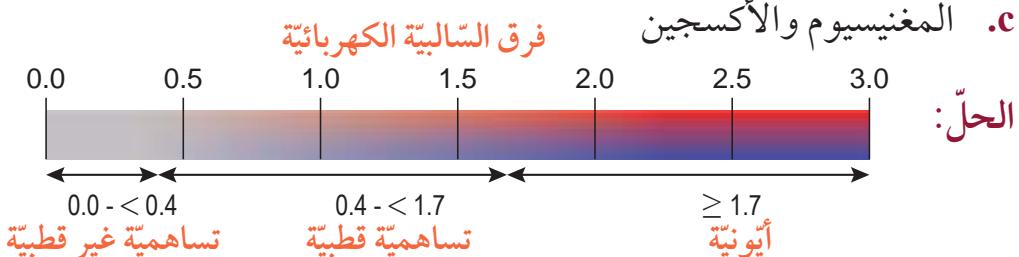


صنف المركبات الآتية كمركبات تساهمية غير قطبية، أو تساهمية قطبية، أو أيونية، باستخدام الفرق في قيم السالبية الكهربائية. استخدم قيم السالبية الكهربائية في الشكل 12-2.

a. البوتاسيوم واليود

b. الهيدروجين والبروم

c. المغنيسيوم والأكسجين



الشكل 12-2 القيم السالبية الكهربائية.

a. السالبية الكهربائية لـ  $K = 0.82$  ، ولـ  $I = 2.66$

الفرق في السالبية الكهربائية  $= 0.82 - 2.66 = 1.84$  ، وبناءً عليه فإن الرابطة في المركب  $KI$  هي رابطة أيونية.

b. السالبية الكهربائية لـ  $H = 2.20$  ، ولـ  $Br = 2.96$

الفرق في السالبية الكهربائية  $= 2.20 - 2.96 = 0.76$  ، وبناءً عليه فإن الرابطة  $Br - H$  هي رابطة تساهمية قطبية.

c. السالبية الكهربائية لـ  $Mg = 1.31$  ، ولـ  $O = 3.44$

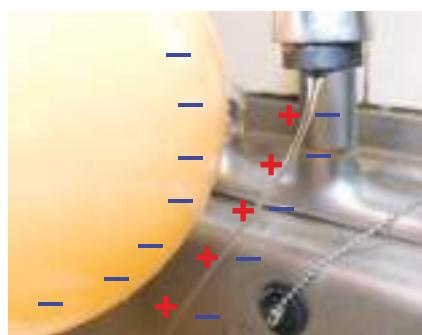
الفرق في السالبية الكهربائية  $= 1.31 - 3.44 = 2.13$  ، وبناءً عليه فإن الرابطة في المركب  $MgO$  هي رابطة أيونية.



## المواد القطبية والأيونية

1-2

كيف نستدلّ على أنّ مادّة ما هي قطبيّة؟ وهل يمكننا أن نختبر إن كانت المادة أيونيّة أو تساهميّة؟	سؤال الاستقصاء
باللون أو ساق بلاستيكية، كأس زجاجيّة عدد 4 سعة 100 ml، ملح، سكر، ماء مقطر، خل، مستشعر كهربائيّ، ساق تحرير، مسحوق الخبز.	المواد المطلوبة



الشكل 13-2 البالون المشحون.

### الجزء 1: ملاحظة المادة القطبية

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

### الجزء 2: ملاحظة المواد الأيونية والتساهميّة

1. أضف 25.0 ml من الماء المقطر إلى الكؤوس الزجاجية الأربع سعة 100 ml. ضع ملصقاً على كل كأس واكتب عليه اسم المادة، كما يأتي: الأول «ملح الطعام»، الثاني «سكر المائدة»، الثالث «الخل»، الرابع «مسحوق الخبز».
2. أضف الكمية المناسبة من كل من المواد السابقة إلى الكؤوس. قم بإذابة كل من المواد الصلبة، وحرك محلول بواسطة ساق التحرير. اغسل ساق التحرير بالماء بعد كل تحرير.
3. قم بقياس التوصيل الكهربائي لكل محلول باستخدام المستشعر الكهربائي. اغسل أقطاب المستشعر الكهربائي بالماء المقطر بعد كل قياس.

### الجدول 2-2 بيانات التوصيل الكهربائي.

التصنيف	التوصيل الكهربائي	الماء	الكمية	المركب
		25 mL		الماء المقطر $\text{H}_2\text{O}$
		25 mL	0.2 g	ملح الطعام $\text{NaCl}$
		25 mL	1.4 g	سكر المائدة $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
		25 mL	5 mL	كحول الإيثانول $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
		25 mL	0.4 g	مسحوق الخبز $\text{NaHCO}_3$

### الأسئلة

- كيف تبيّن حركة تيار الماء من الصنبور قطبيّة الماء؟
- توقع، من خلال البيانات، إن كان كل من المركبات أيونيّاً أو تساهميّاً.

## تقويم الدرس 1-2

- .1. ثاني أكسيد الكربون  $\text{CO}_2$ ، والميثان  $\text{CH}_4$  هما من الغازات الرئيسية المسئولة للاحتباس الحراري، الذي يُعدّ من أهم المشكلات البيئية التي يعاني منها العالم أجمع.
- .2. a. استخدم قيم السالبية الكهربائية الواردة في الشكل 2-5 لتحديد نوع الروابط التي تربط ذرات هذين المركبين.  
b. استنتاج نوع هذين المركبين.
- .3. تزداد السالبية الكهربائية في مجموعة الهالوجينات من أسفل إلى أعلى. فسر ذلك.
- .4. لم يوصل محلول ملح الطعام التّيّار الكهربائيّ، بينما لا يوصل محلول سكر المائدة هذا التّيّار؟  
توقع شحنة كلّ أيّون موجود في مركب مكوّن من البوتاسيوم والنّيتروجين، ثمّ حدد الصيغة الكيميائية للمركب الناتج.
- .5. هل تكون الرابطة C-O، أكثر قطبيّة من الرابطة C-F، أم أقلّ؟ فسر إجابتك.
- .6. ما العنصر الذي يملك السالبية الكهربائية الأعلى في الجدول الدوري للعناصر؟ علل إجابتك.
- .7. يبيّن المخطط أدناه التركيب الجُزئيّ للمركب 2-بروبانول (الإيزوبروبانول)، وهو مركب طبّيّ يباع في الصيدليّات كمطهر كحوليّ. هل 2-بروبانول مركب قطبيّ أم غير قطبيّ؟ علل إجابتك.



**الشكل 14-2** التركيب الجُزئيّ للمركب 2-بروبانول.

- .8. فيمَ تختلف الرابطة التساهمية عن الرابطة الأيونية؟ (من حيث العناصر المكونة لهما، والتوصيل الكهربائيّ، وفرق السالبية الكهربائية).
- .9. توقع نوع الرابطة الموجودة في كلّ من المركبات الآتية:



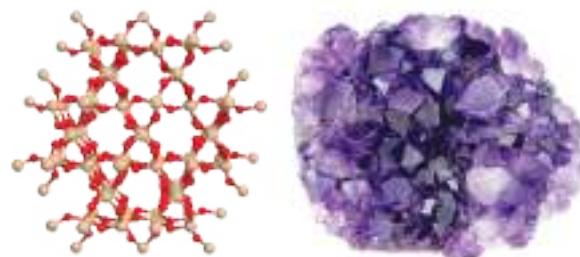
- .10. هل تعتقد أن الشمع يذوب في الكحول؟ فسر إجابتك.
- .11. توقع خواص الرابطة التي تتكون بين الفلور F والروبيديوم Rb.

## الدرس 2-2

# الأشكال الهندسية للجزيئات

### المفردات

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



الأمثست (الجمشت) التركيب الجزيئي

الشكل 14-2 التركيب الجزيئي والبلوري.

الجمشت، مثلاً، حجر كريم أرجوانيّ، وهو نوع من بلورات الكوارتز المكوّنة من السيليكا ( $\text{SiO}_2$ ). تترّب ذرّات جزيئات السيليكا في الجمشت في البلّورة وفقاً لنمط سداسيّ. عندما تبرد السيليكا المنصهرة ببطء شديد، تترّب الجزيئات نفسها في تركيبة البلّورة خلال انتقالها من الحالة السائلة إلى الحالة الصلبة. والتّيجة هي تكون بلورات تملّك خاصيّة سداسيّة الجوانب، نراها في جميع أشكال الكوارتز.



الشكل 15-2 وردة الصحراء (قطر).

أمّا وردة الصحراء الموجودة في قطر، فهي بلّورة من الجبس. ومع تشكّل البلّورة ونمّوها تنتظم حبيبات الرّمل في مستوى واحد، الأمر الذي يؤدّي إلى تشكّل تركيبة «بتلة الورد» الحادّة التي نراها.

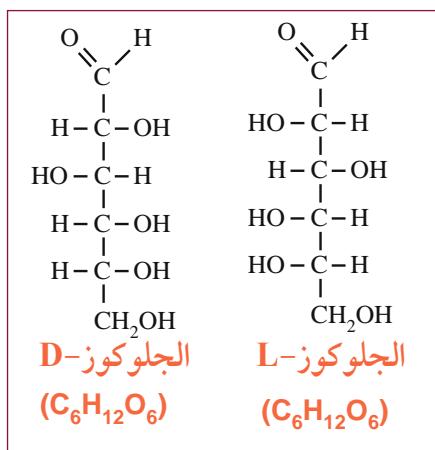
### مخرجات التّعلم

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

**C1101.5** يصف الرابطة التّساهميّة بدلالة تداخل الأفلاك، وتكون روابط سيجما ( $\sigma$ ) وبائي ( $\pi$ ). ويعرّف أشكال زوايا الرابطة، وقيمها في كلّ من الإيثان، والإيثين، والبنزين من حيث الرابطتين  $\sigma$  و  $\pi$ . ويعرّف سبب عدم تمرّكز الإلكترونات في البنزين.

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

## الأشكال الهندسية للجزئيات

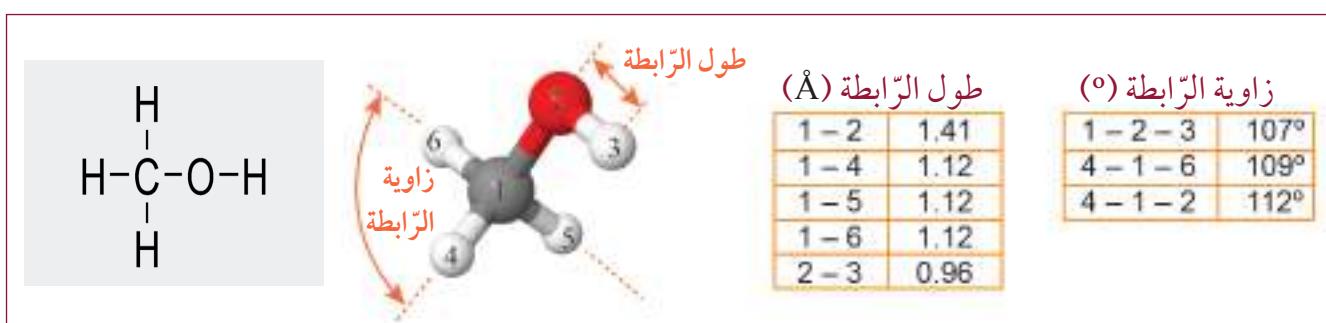


تكون الجزيئات ثلاثة الأبعاد، ويؤثر شكلها تأثيراً كبيراً في خصائص المركبات (الفيزيائية والكيميائية والبيولوجية). ربما سمعت عن «السكر اليساري» (L-sucrose) ذي الطعم الحلو، ولكنّه غير قابل للهضم؛ وبالتالي، فهو لا يملك أية سورات حرارية. يُعزى عدم قدرة الجسم على هضم «السكر اليساري» إلى أنّ أنزيم، السكرياز (sucrase)، يتفاعل فقط مع الشكل الخاص لجزيء «السكر اليميني» (D-sucrose). في المقابل، فإنّ المستقبلات العصبية تكون حساسة لحلوة كلا النوعين من الجزيئات D و L. انظر إلى الشكل 2-17 الذي يبيّن التّركيبة الجزيئية لكل من الجلوکوز-L والجلوکوز-D. هل تستطيع أن ترى الاختلاف بينهما؟ إنّ كيمياء جسمك تستطيع، بالتأكيد، أن تميّز بين الاثنين.

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

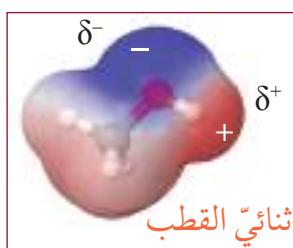
نلاحظ أنّ الصيغة الكيميائية،  $\text{CH}_3\text{OH}$ ، لا تبيّن لك كيف تترابط الذرّات، بينما يظهر التّمثيل الثنائي الأبعاد كلّ رابطة في الشكل المسطح. وأخيراً يكون التّمثيل الثلاثي الأبعاد الأقرب إلى الواقع بافتراض قدرتنا على «رؤيه» جزيء منفرد.

إنّ طول الرابطة Bond length هو المسافة بين مركزي الذرّتين المترابطتين، ويجري قياسه بوحدة أنجستروم (Å). إنّ كلّ واحد أنجستروم يساوي  $10^{-10} \text{ m}$ ، وهو ما يقرب من حجم الذرّة الواحدة. أمّا زاوية الرابطة Bond angle، فهي الزّاوية النّاتجة من متّوسط المواقع لثلاث ذرّات متّصلة بواسطة رابطتين، كذرّات الكربون والأكسجين والهيدروجين 1 و 2 و 3، كما في الشكل 2-18.



الشكل 2-18 يمثل أطوال الروابط وزواياها.

لاحظ أنّ ذرّات الهيدروجين الثلاث (4 و 5 و 6) وذرة الأكسجين (2) تأخذ شكل رباعي الأوّل حول ذرّة الكربون المركزية (1). يُعدُّ رباعي الأوّل واحداً من الأشكال الهندسية الجزيئية الأساس، وهو ينبع من التّناقض المتبادل لأزواج الإلكترونات. وعلى غرار الماء، يُعدُّ الميثanol جزيئاً قطبياً بسبب شكله من جهة، وبسبب الرابطتين القطبيتين (C-O) و (O-H) من جهة أخرى، كما في الشكل 2-19. وهذه خاصيّة شائعة في جميع الكحولات، بسبب مجموعة (O-H).



الشكل 2-19 توزيع الشحنة في جزيء الميثanol.

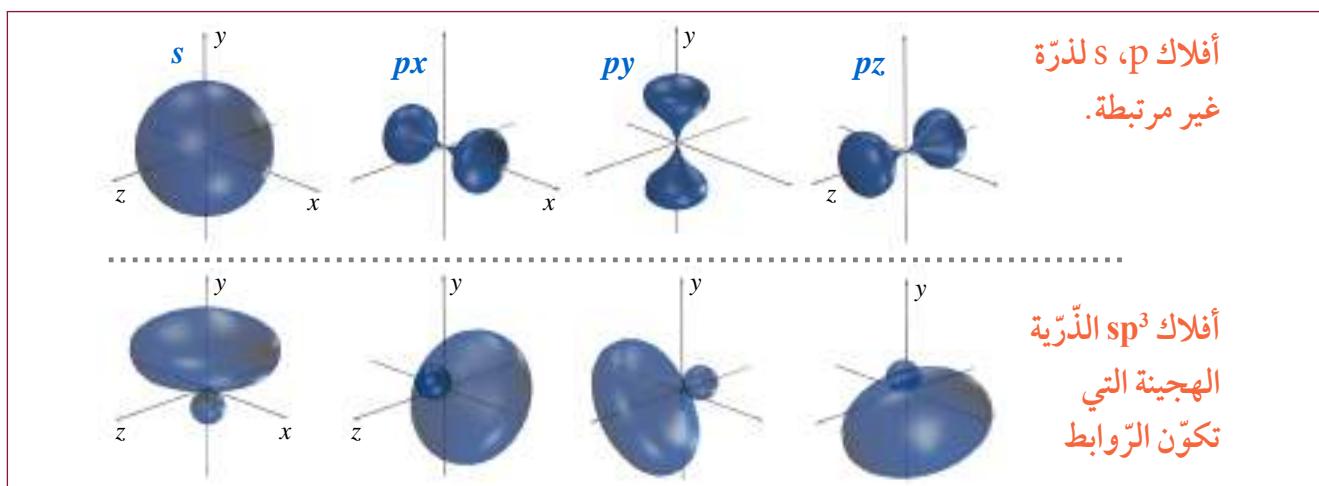
## سؤال للمناقشة

هل الأفلاك الذريّة هي نفسها الأفلاك الجزيئيّة؟

## الأفلاك الجزيئية و التهجين

عندما تكون الذّرات رابطة كيميائيّة، فإنّ المجالات التي تشغّلها إلكترونات التكافؤ لكلا الذّرتين تتدخّل لتكون الفلك الجزيئي؛ ويصف الفلك الجزيئي Molecular orbital موقع الإلكترونات التي تشارك في الرابطة الكيميائيّة. لكن في ذرة كربون غير مرتبطة، تشغّل إلكترونات التكافؤ أفلاكًا ذريّة، وهي فلك s كروي الشكل وفلكين من أفلاك p كمثيرة الشكل. وما يجب تذكّره هو أن لهذه الأفلاك أشكالاً وطاقات مختلفة. ولتفسير كيفية تكوين ذرة الكربون في جزيء الميثان، لأربعة روابط تساهميّة متماثلة، لا بد من اندماج الأفلاك الذريّة في مستوى الطاقة الأخير لذرّة الكربون للحصول على أفلاك متشابهة في الشكل والطاقة.

عندما ترتبط ذرة الكربون بذرّات أخرى، يندمج الفلك (s) مع أفلاك (p) في ذرة الكربون، لتكون أربعة أفلاك مهجنّة من النوع  $sp^3$  (الشكل 20).



الشكل 20-2 أفلاك ذريّة عاديّة وأفلاك ذريّة هجينّة.

**التهجين Hybridization** عملية دمج لأفلاك ذريّة تؤدي إلى تشكّل أفلاك مهجنّة لها شكل مختلف وطاقة مختلفة، يمكنها أن تتدخّل مع أفلاك غير مهجنّة أو مهجنّة لذرّات أخرى، لتشكّل أفلاكًا جزيئيّة مختلفة في الشكل والطاقة.

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

تُغيّر الأفلاك المهجّنة متوسّط المسافة بين إلكترونات التكافؤ وأنواع الذّرات، ويصبح مستوى الطاقة لكلّ فلك هجين  $sp^3$  واقعاً بين مستويات الطاقة للأفلاك s و p في الذّرات، كما يبيّن الشّكل 21-2. فالأفلاك المهجّنة هي أفلاك ذات طاقات متساوية ناتجة عن اندماج اثنين أو أكثر من أفلاك ذرّة واحدة. عدد الأفلاك المهجّنة الناتجة يساوي عدد الأفلاك الداخلة في عملية التهجين.

## التهجين $sp^3$

يبيّن الشّكل 22-2 خطوات تكوين جُزيء الميثان  $CH_4$ . إذ يبيّن كيفية دمج الفلك  $s$  مع الأفلاك  $p_x, p_y, p_z$  لتكون الأفلاك المهجّنة من نوع  $sp^3$ . العدد الذري لذرة الكربون هو 6، والتوزيع الإلكتروني لهذه الذرة هو  $1s^2 2s^2 2p^2$ . توجد أربعة إلكترونات تكافؤ في ذرة الكربون، اثنان في الفلك ( $s$ ) وأثنان في الفلك ( $p$ ). لذلك هي غير متساوية في الطاقة. فكيف يمكن لجزيء الميثان أن يكون أربع روابط تساهمية متساوية بالطول والقوّة؟

الحل من خلال خطوات التهجين الآتية:

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

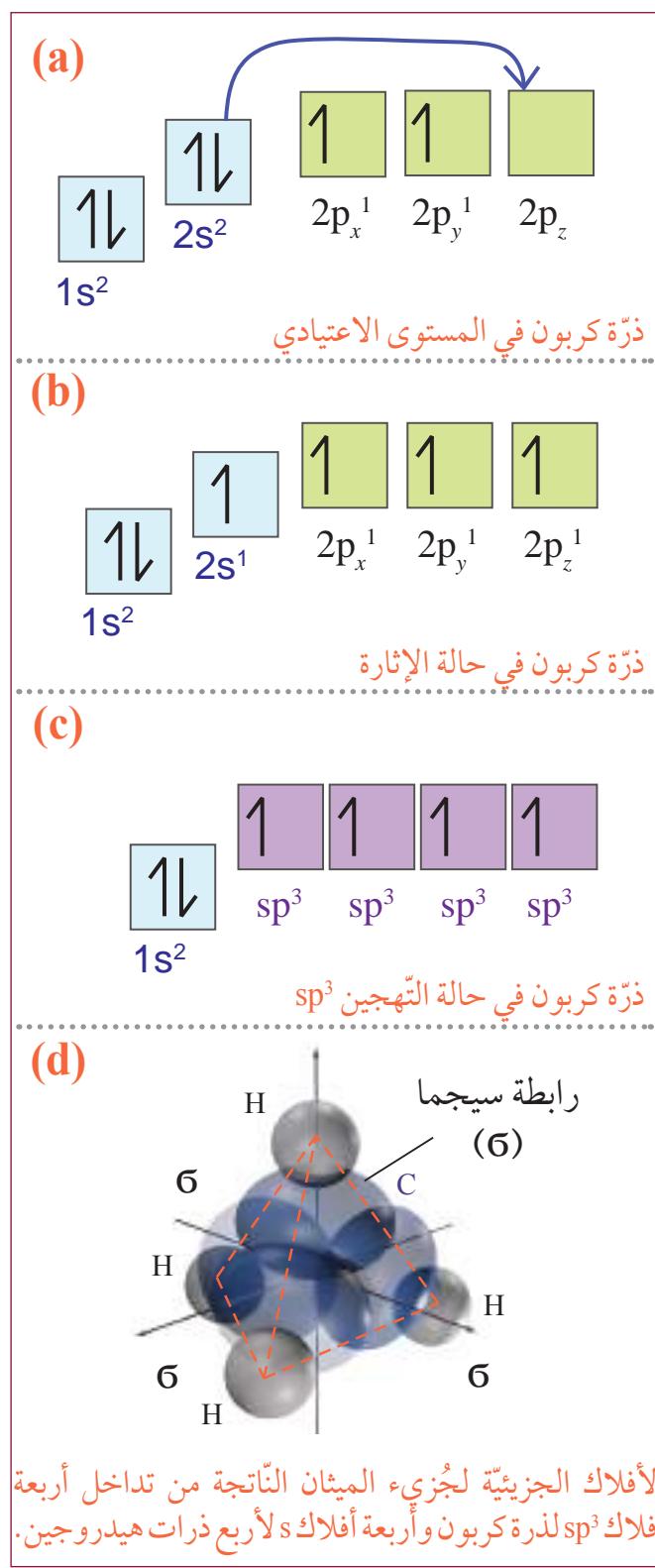
2. الآن هناك أربعة إلكترونات مفردة تستطيع أن تكون أربع روابط، ولكن هذه الأفلاك الذرية غير متساوية في الطاقة (الشّكل 22-2).

3. يحدث اندماج بين فلك  $2s$  مع ثلاثة أفلاك  $(2p)$  لتكون أربعة أفلاك مهجّنة، يُسمى كل منها  $sp^3$  (الشّكل 22-2 c).

4. تتنافر الأفلاك المهجّنة بأقصى زاوية تحقق لها الاستقرار، حتى تصل إلى زاوية  $109.5^\circ$  وشكل هرمي رباعي الأوجه منتظم.

5. يحدث تداخل بين أربعة أفلاك مهجّنة  $sp^3$  وأربعة أفلاك ذرية  $1s^1$  لأربع ذرات هيدروجين بروابط تساهمية قوية تسمى روابط سيجما (σ) مكونة جزء الميثان (الشّكل 22-2 d).

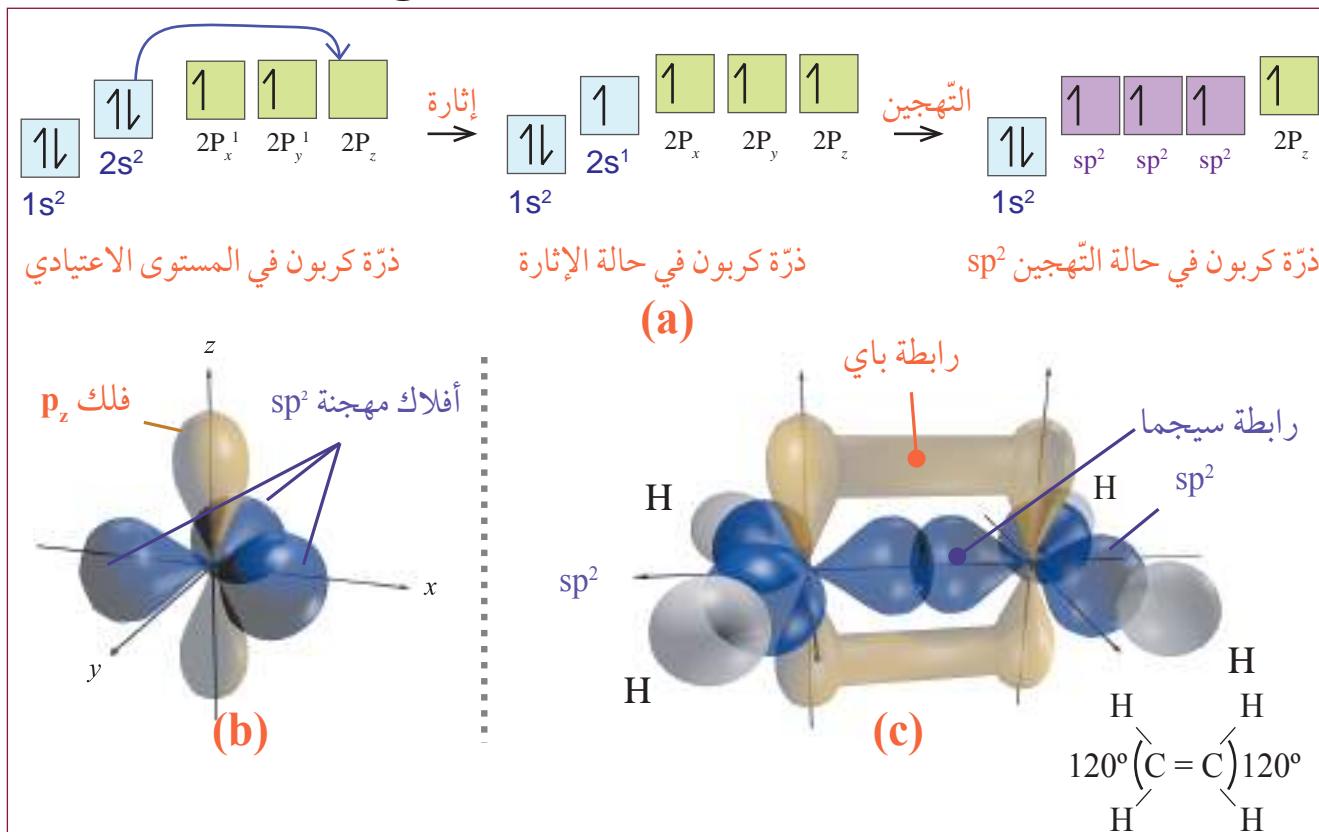
الجزيئات التي لدى ذرتها المركزية أربع مناطق كثافة إلكترونية، تكون أربعة أفلاك مهجّنة من النوع  $sp^3$ . مثل ذلك، ذرة الأكسجين في جزء الماء  $H_2O$ ، وذرة النيتروجين في جزء الأمونيا  $NH_3$ .



الشّكل 22-2 خطوات تكوين جُزيء الميثان.

## التّهجين $sp^2$

تحدث أنواع أخرى من التّهجين تؤدي إلى أشكال هندسية متعددة ومتختلفة. 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 الإلكترونات التكافؤ الثمانية. إنّ ذرة الكربون هذه تشكل ثلاثة أفلاك مهجنّة من نوع  $sp^2$ ، كما هو مبيّن في الشكل 23-2a. يتوج هذا التّهجين من دمج فلك  $s$  مع اثنين من أفلاك  $p$ ، ما يؤدي إلى تشكيل ثلاثة أفلاك  $sp^2$  مهجنّة تشكل محاورها زوايا تساوي  $120^\circ$  فيكون شكل جزيء الإيثيلين مثلث مسطح (الشكل 23-2b).



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

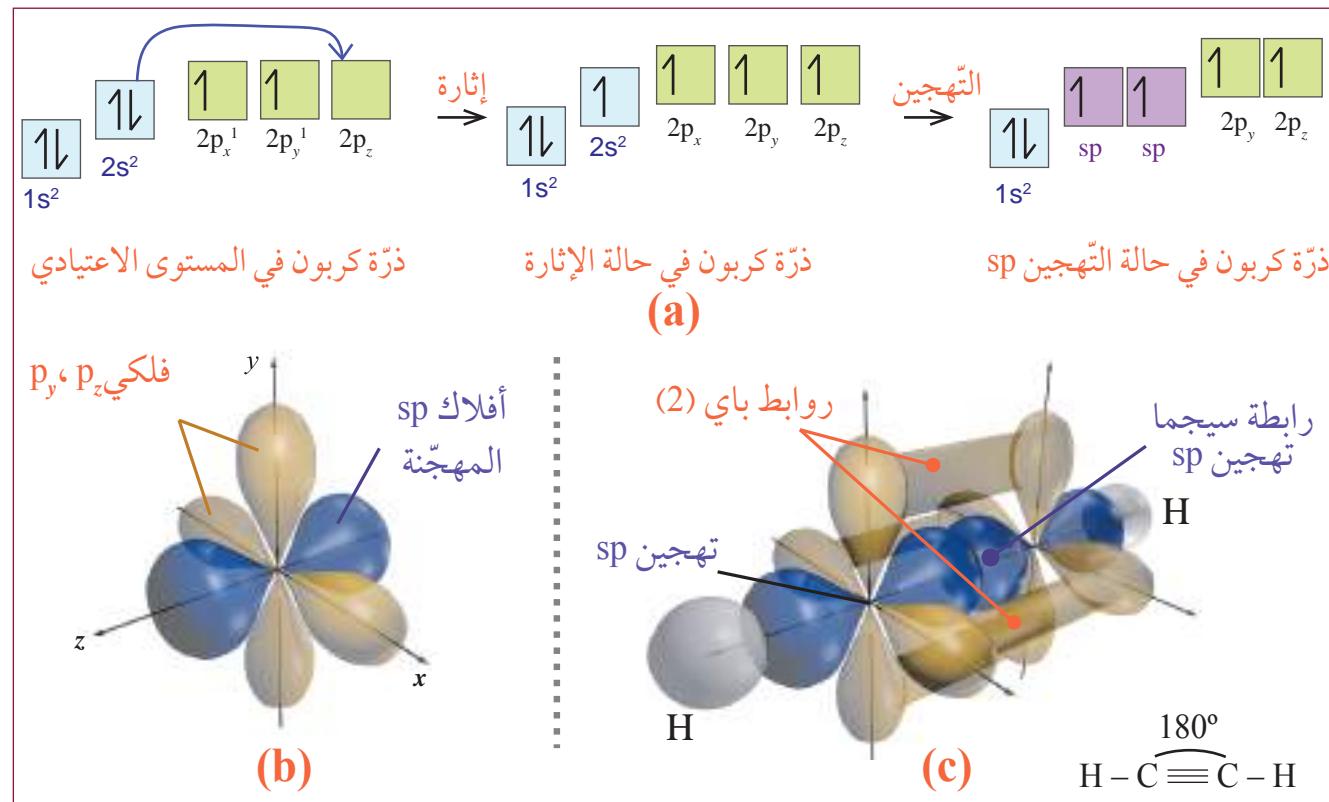
(b) شكل ذرة الكربون المهجنة  $sp^2$ .

(c) ذرّتا الكربون في جزيء الإيثيلين تظهران التّهجين  $sp^2$ ، وكيفية تكوين رابطتي سيجما ورابطة باي.

يمثل أحد أزواج الإلكترونات في الرابطة الثنائية  $C=C$  **رابطة سيجما Sigma bond**، وهي ناتجة من التّداخل بالرأس بين الأفلاك المهجنة  $sp^2$  لذرّتي الكربون المترابطتين. إنّ رابطة سيجما تجمع بقوّة بين إلكترونيين على طول المحور القائم بين الذرّتين. أمّا الزوج الثاني من الإلكترونات، فإنه يربط بالجانب فلكي  $p_z$  غير المهجّنين في **رابطة باي pi-bond** (الشكل 23-2c). إنّ الرابطة باي أضعف من رابطة سيجما، ومع ذلك، فإنّ الرابطة باي تمنع ذرات الكربون في الإيثيلين من الدّوران حول محور الرابطة المركزيّ. والسبب في ذلك أنّ الرابطة باي تجمّد الفلكيين  $p_z$  في الاتّجاه نفسه. تتناقض الأفلاك المهجنة بأقصى زاوية تتحقّق لها استقراراً حتى تصل إلى زاوية  $120^\circ$  بين كل من الروابط C-H. في جُزيء الإيثيلين يحدث تداخل بين فلكي  $sp^2$  المهجّنين في كل ذرّة كربون مع فلكيين 1s لذرّتي هيدروجين.

## التهجين sp

يُظهر جزيء الإيثانين  $C_2H_2$  نوعاً ثالثاً من التهجين، حيث يندمج الفلك s وأحد الأفلاك p؛ فيحدث التهجين sp كما يبيّن الشكل 24-2a. أما الشكل 24-2b، فيبيّن شكل الفلكين sp المهجّن. ترتبط ذرّتا الكربون برابطة تساهمية ثلاثية تتكون من رابطة سيجما مركزية ناتجة من تداخل فلك sp من كل من الذرّتين، ومن رابطتي باي ناتجتين من تداخل الأفلاك p غير المهجّنة في ذرّتي الكربون، كما هو مبيّن في الشكل 24-2c. أما الفلك الثاني sp لكل ذرة كربون، فيتدخل مع فلك 1s لكل ذرة هيدروجين؛ فيتشكّل جزيء الإيثانين ذو الشكل الخطّي وزاوية  $180^\circ$ .



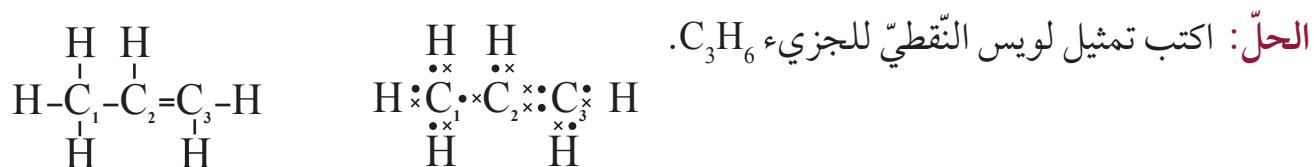
**الشكل 24-2** (a) مراحل تكوين أفالك sp المهجّنة.

(b) شكل ذرة الكربون المهجّنة sp.

(c) ذرّتا الكربون في جزيء الإيثانين تظهران التهجين sp، وكيفيّة تكوين رابطة سيجما ورابطتي باي.

مثال 4

ما نوع التهجين لكل ذرة كربون في الجزيء  $C_3H_6$ ؟



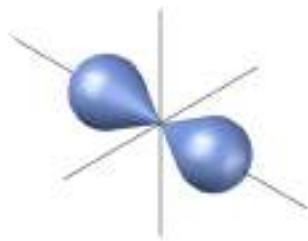
تحاط ذرّة الكربون رقم 1 بأربع مناطق كثافة إلكترونية وبذلك تكون الأفالك المهجّنة لهذه الذرة هي من نوع  $sp^3$ . بينما ذرّتي الكربون الأخرى لدى كل واحدة منها ثلاثة مناطق كثافة إلكترونية وبذلك يكون التهجين من نوع  $sp^2$ .

## نظريّة التّنافر بين أزواج إلكترونات التّكافؤ

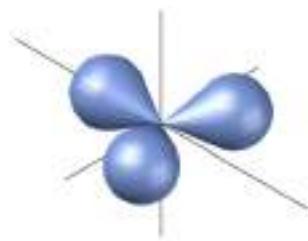
### سؤال للمناقشة

ما العوامل المؤثرة في أشكال الجزيئات؟

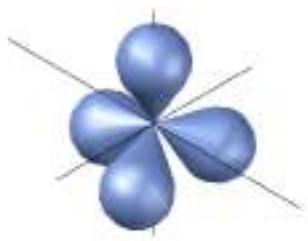
تشكّل الروابط الكيميائية مناطق من **الكثافة الإلكترونية**. وتوّدّي الشّحنة السّالبة لكلّ من هذه المناطق إلى حدوث تنافر بينها. ويظهر الشّكل أدناه كيف أنّ منطقتين من الكثافة الإلكترونية تتنافران ما يؤدّي إلى تكون شكل خطّيّ كما في تهجين  $sp$ ، بينما يؤدّي التّنافر بين ثلاث مناطق إلى تكون شكل مثلث مسطّح كما في تهجين  $sp^2$ . ويؤدّي التّنافر بين أربع مناطق إلى تكون شكل رباعي الأوّجه منتظم كما في تهجين  $sp^3$  (الشّكل 25-2).



الشكل الخطّي



الشكل المثلث المسطّح



الشكل رباعي الأوّجه

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

التّنافر بين إلكترونات التّكافؤ المحيطة بالذّرة يجعلها تبتعد إلى أقصى حد.



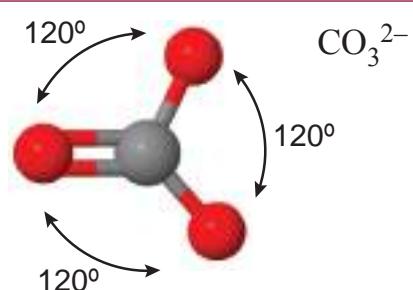
تعرف نظرية تنافر المناطق ذات الكثافة الإلكترونية العالية بإسم: **تنافر أزواج إلكترونات التّكافؤ**، وهي تختصر بـ **(VSEPR) Valence Shell Electron Pair Repulsion**.

تفترض نظرية VSEPR النّقطتين الرّئيسيتين الآتيتين:

1. تميل مناطق الكثافة الإلكترونية إلى التّباعد قدر الإمكان في الفضاء الثلاثي الأبعاد بهدف التّقليل من التّنافر بين الإلكترونات، والوصول إلى الشّكل الأكثر استقراراً.
2. تتضمّن مناطق الكثافة الإلكترونية أزواج إلكترونات التّكافؤ غير المشتركة في الروابط الكيميائية، إضافة إلى إلكترونات الروابط الكيميائية.



تتضمن المجالات الالكترونية الكترونات التكافؤ المرتبطة وغير مرتبطة للذرة المركزية.



الشّكل 26-2 زوايا الروابط في أيون الكربونات.

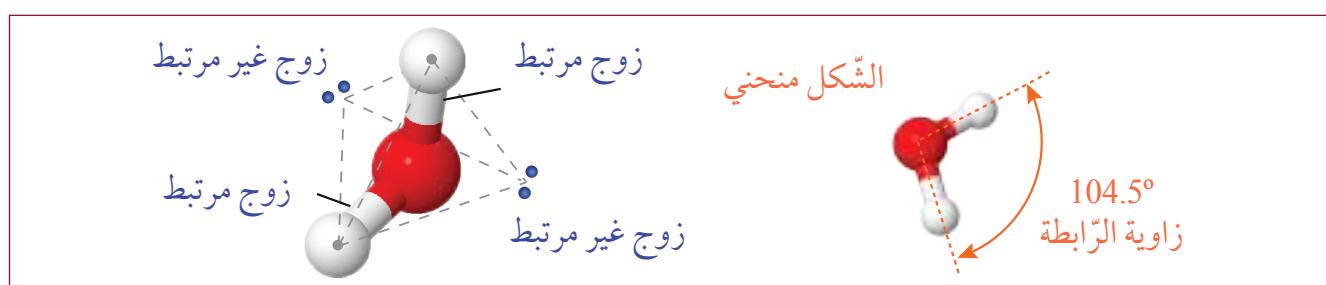
يمكن تطبيق نظرية VSEPR لتوقع أشكال الجزيئات التّساهمية وقيم زوايا الروابط. أمّا الروابط الأيونية وانتقال الإلكترونات وتركيب المركبات الأيونية، فهي موضوعات سوف تعالج في الدرس التالي. ومع ذلك، يمكن تطبيق نظرية VSEPR على أشكال الأيونات المتعددة الذرات والتي تحتوي على روابط تساهمية بين ذراتها مثل ذلك، شكل أيون الكربونات  $CO_3^{2-}$ ، المثلث المسطّح المبيّن في

الشّكل 26-2.

## الأشكال المنحنية والأشكال الخطية

إن 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  $\times$ ) 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 منحنياً بزاوية رابطة تساوي  $104.5^\circ$ . يرجع ذلك إلى وجود زوجين من الإلكترونات الحرة إضافة إلى الزوجين المكونين للرابطتين. ويؤدي التنافر العالي للزوجين المنفردين إلى دفع رابطي 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 أفالاً  $sp^3$  المهجنة. الملاحظ في الشكل 2-27 أيضاً أن للروابط في الماء زواياً أصغر من  $109.5^\circ$ ، أي أصغر من زوايا الشكل الرباعي المتظم. ويرجع ذلك إلى أن التنافر بين الأزواج غير المرتبطة أكبر من التنافر بين الأزواج المرتبطة.



الشكل 2-27 الشكل منحني لجزيء الماء وال رباعي الأوجه لمجالات الكثافة الإلكترونية الأربع.

وبحسب نظرية VSEPR تعتبر 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 ذرتين الأكسجين. تنافر هاتان الرابطتان بزاوية  $180^\circ$ ، وتأخذان اتجاهين متعاكسين، وتكون ذرتا الأكسجين في الجانبين المتقابلين لذرة الكربون، كذلك لا توجد أزواج إلكترونات حرة عند الذرة المركزية، للتاثير في الشكل الهندسي للجزيء. وبالتالي، فإن جزيء ثاني أكسيد الكربون  $CO_2$  يكون خطياً (الشكل 2-28). وهكذا فإن الجزيئات التي تملك منطقتين من الكثافة الإلكترونية يكون شكلها خطياً.



الشكل 2-28 مجالان من الكثافة الإلكترونية في جزيء ثاني أكسيد الكربون يصنعان شكلًا خطياً بزاوية مقدارها  $180^\circ$ .

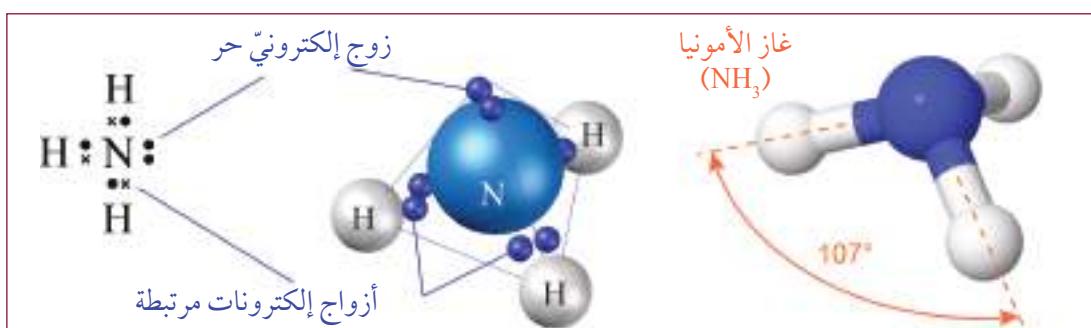
## الأشكال الهرمية والمثلثة المسطحة

### سؤال للمناقشة

لَمْ يكون شكل  $\text{NH}_3$  هرميًّا ثلاثيًّا، فِي حِينٍ أَنْ  $\text{BF}_3$  مُثُلٌّ مُسْطَح؟

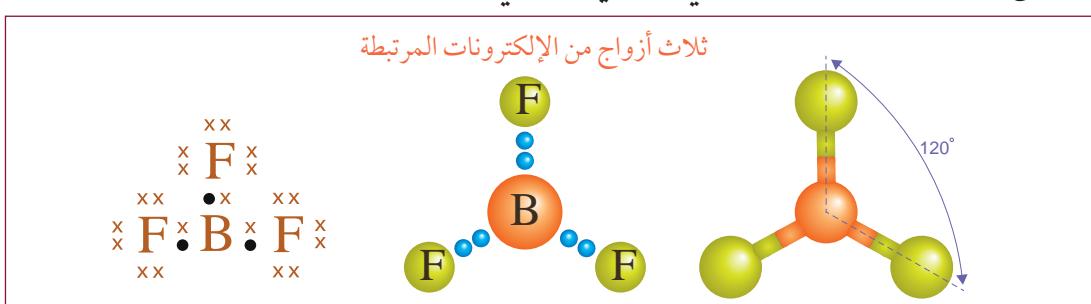
لتحديد شكل الجُزِيءِ، نبدأ مع مخطط لوييس لتحديد الأزواج الحرة والأزواج المرتبطة. ويعُد جُزِيءُ الأمونيا  $\text{NH}_3$  مثلاً جيدًا على تنافر الزوج الحر مع الأزواج المرتبطة؛ حيث تشكل ذرة النيتروجين المركزيَّة ثلاَث روابط كيميائِيَّة، وتملك زوجًا حرًّا، كما هو مبيَّن في الشكل 29-2. تنافر الإلكترونات الموجودة في الروابط الثلاَث بعيدًا من الزوج الحر، فيتَّبع من ذلك شكل هرميًّا ثلاثيًّا مع زاوية تساوي  $107^\circ$ . ويكون تنافر الزوج الحر أكبر من التناافر بين الأزواج المرتبطة الثلاثة، مما يدفع الزوج  $\text{N}-\text{H}$  إلى زاوية أقل قليلاً من زاوية الزوجين ( $109.5^\circ$ ) في شكل رباعيِّ الأووجه المتظم. وهكذا فإنَّ الجزيئات، التي تملُك ثلاَث أزواج إلكترونات مرتبطة وزوجاً حرًّا وحيدًا تكون أشكالًا هرميَّةً ثلاثيةً.

**الشكل 29-2**  
الشكل الهرميُّ  
الثلاثي لجزيء  
 $\text{NH}_3$ .



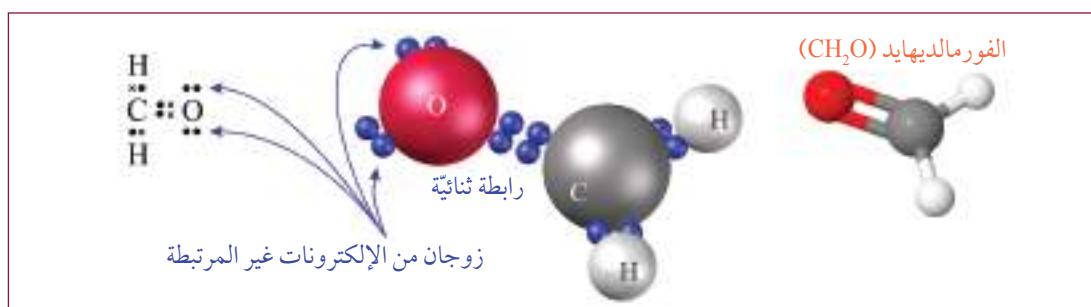
ليست جميع الجزيئات التي صيغتها الكيميائية الافتراضية  $\text{AB}_3$  لها الشكل الهرميُّ المماثل لذلك في جزيء الأمونيا. فجزيء ثلاثيُّ فلوريد البoron  $\text{BF}_3$  يأخذ شكل مُثُلٌّ مُسْطَح، لأنَّ ذرة البورون المركزيَّة لا تحتوي على إلكترونات تكافؤ غير مشتركة. في هذا الجزيء تبتعد الروابط الثلاث في اتجاه زوايا متساوية الأضلاع بزاوية مقدارها  $120^\circ$  بين الروابط الثلاَث. يوضح الشكل 30-2 هذا البناء الهندسيُّ لجزيء ثلاثيُّ فلوريد البورون.

**الشكل 30-2**  
الشكل المثلث  
المسطحة لجزيء  
 $\text{BF}_3$ .



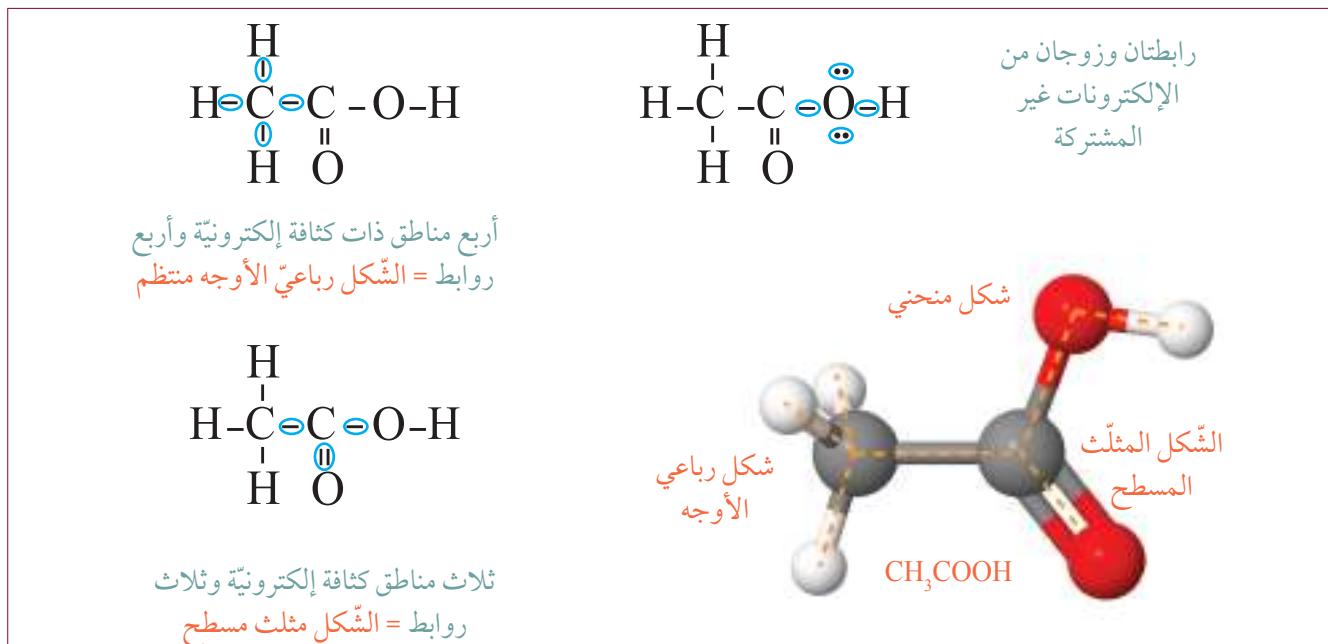
يمكِّن للروابط الثنائيَّة، أحيانًا، أن تؤدي إلى تكون ثلاَث مناطق من الكثافة الإلكترونية حول الذرة المركزيَّة، ويمثل جزيء الفورمالدهايد،  $\text{CH}_2\text{O}$  في الشكل 31-2 مثلاً جيدًا. وهو أيضًا مثلاً على جزيء مُثُلٌّ مُسْطَح.

**الشكل 31-2**  
يتكون الشكل  
المثلث المسطحة  
من ثلاثة مجالات  
من الكثافة  
الإلكترونية.



## الجزئيات المتعددة الذرات

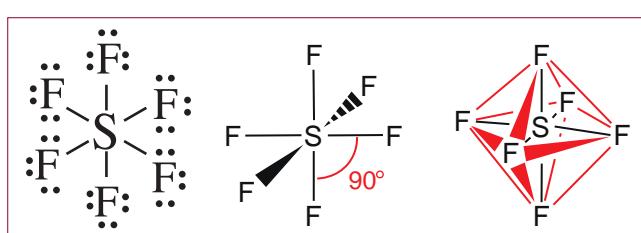
ينطبق مبدأ نظرية التناfar بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR على جميع الروابط التساهمية في الجزيء. وتشتمل الجزيئات عادةً على العديد من الأشكال المختلفة، كما هو موضح في الشكل 2-32. ويحتوي حمض الأسيتيك  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$  على شكل رباعي الأوّل، حيث يرتبط الكربون بثلاث ذرات هيدروجين، وتشكل الروابط حول ذرة الكربون الأخرى الشكل المثلث الهرمي، لأنّ الرابطة الثنائية تؤدي إلى وجود ثلاث مناطق من الكثافة الإلكترونية، بينما تشكل المجموعة  $\text{C}-\text{O}-\text{H}$  شكلاً منحنياً.



**الشكل 2-32** تتبع أشكال الجزيئات المتعددة الذرات أنماط VSEPR.

سوف تساعدك هذه الخطوات على تعرُّف الشكل الهندسي:

1. ابدأ بخطّط تمثيل لويس النقطي.
2. قم بعد أزواج إلكترونات، ورتّبها لتكون متبااعدة قدر الإمكان لتقليل تناfar الإلكترونات، ثم حدد عدد أزواج إلكترونات الحرة والمرتبطة.
3. حدد الترتيب الثلاثي للأبعاد للذرات، من حيث مشاركة الإلكترونات.
4. حدد شكلاً هندسياً للجزيء من خلال موقع الذرات.



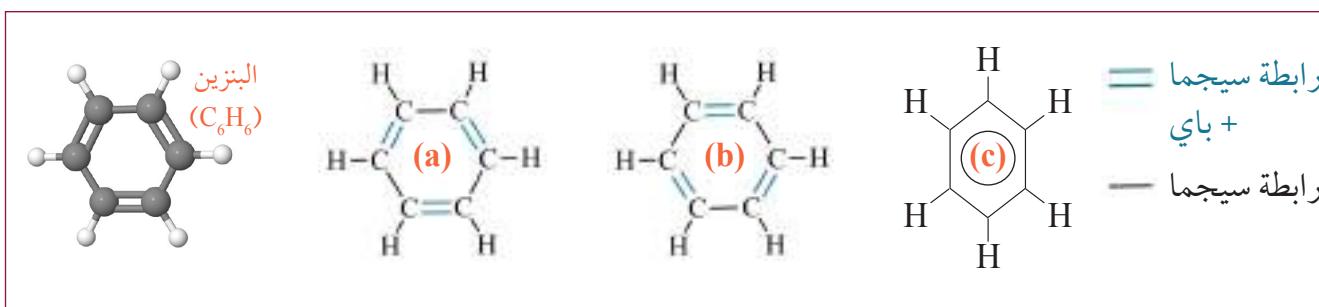
**الشكل 2-33** التركيب البنائي لجزيء  $\text{SF}_6$  ذو الشكل الهندسي ثماني الأوّل وزاوية  $90^\circ$  بين الروابط  $\text{S}-\text{F}$ .

ينطبق مبدأ نظرية التناfar بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR على بعض الجزيئات التي لا تتبع قاعدة الثمانية؛ ومثالها جزيء سداسي فلوريد الكبريت المبين في الشكل 2-33. إذ ترتبط ذرة الكبريت المركزية مع ست ذرات فلور مشكلة ست روابط تساهمية لتكون جزيئاً ذو شكل هندسي ثماني الأوّل بزاوية  $90^\circ$ .

## تركيب الرّنين

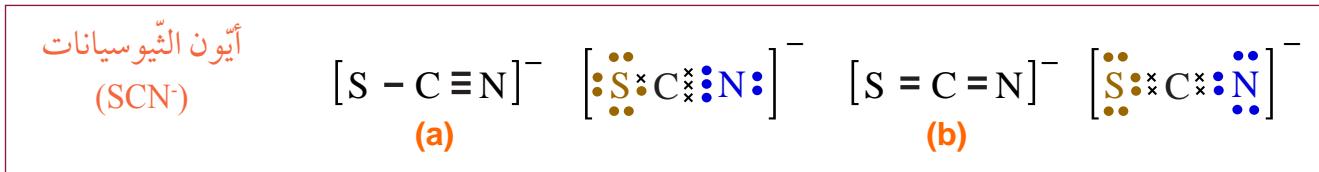
كان معروفاً، في أوائل القرن التّاسع عشر، أهمية المركب العضوي البنزين ذو الصيغة الكيميائية  $C_6H_6$ ، لكنّ شكله البنائي لم يكن معروفاً. وقد اقترح الكيميائي الألماني أوغست كيكولي الهيكل الصحيح عام 1865. البنزين هو حلقة سداسية من ستّ ذرات كربون وست ذرات هيدروجين كل منها مرتبطة برابطة تساهمية أحاديث مع ذرة كربون. ترتبط ذرات الكربون الست داخل الحلقة بروابط أحاديث مع ثلات روابط ثنائية بالتناوب، لذلك يحتوي على إلكترونات غير متمركزة. ويوضح الشّكل 34-2 وجود بنيتين صحيحتين (a) و(b) لحلقة البنزين. تركيب **الرّنين Resonance** هو بنية جزيئية لها الطّاقة نفسها بأشكال متعدّدة، تحتوي حلقة البنزين على ست إلكترونات تكافؤ غير متمركزة تشكل ثلات روابط باي ( $\pi$ ) متبادلة بين ذرات الكربون. وبالتالي يتشابه البنزين مع الألكيانات في وجود رابطة باي ( $\pi$ ) وكذلك التّهجين لذرات الكربون من النوع  $sp^2$  بزاوية  $120^\circ$  ويختلفان في عدم تمركز روابط باي ( $\pi$ ) في البنزين.

وتتدخل أفلاك الإلكترونات في البنزين لتكون أفلاكاً تسمح للإلكترونات غير المتمركزة أن تتشرّب بشكل متجانس إلى أعلى وأسفل الحلقة، مما يفسّر تمثيل جزء البنزين، كما هو مبيّن في الشّكل 34-2.



الشّكل 34-2 تركيب الأشكال الرّنينية للبنزين المحتملة مبيّنة في الشّكل (a) والشّكل (b).

مثال آخر على تركيب الرّنين نلاحظه في شكل أيون الثيوسيانات  $SCN^-$ . يبيّن الشّكل 35-2 أنّ لهذا الأيون رابطة تساهمية أحاديث مع رابطة تساهمية ثلاثية أو رابطتين ثنائيتين. كذلك يتراوح شكل أيون  $SCN^-$  بين هذين الشّكلين الرّنينيين، مثل جزء البنزين، نتيجة عدم تمركز الرابطة باي ( $\pi$ ).



الشّكل 35-2 التركيب الرّيني لأيون الثيوسيانات  $SCN^-$ .

## مثال 5

صف جزيء الماء  $\text{H}_2\text{O}$  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 الالكترونات المرتبطة وزوجان من الإلكترونات الحرة) وأفلاكها المهجنة من نوع  $\text{sp}^3$ . وبحسب نظرية VSEPR الشكل الهندسي منحني بزاوية  $104.5^\circ$ .

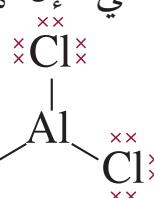
## مثال 6

توقع الشكل الهندسي لثلاثي كلوريد الألومنيوم  $\text{AlCl}_3$  بالاستناد إلى نظرية VSEPR.

**الحل:** اكتب تمثيل لويس النقطي للإلكترونات للعناصر المكونة لهذا الجزيء:



اكتب تركيب لويس لجزيء  $\text{AlCl}_3$ :



الذرة المركزية لديها ثلات روابط أحادية، أي ثلات مناطق من الكثافة الإلكترونية. بحسب نظرية VSEPR الشكل الهندسي، فإن لهذا الجزيء شكلًا مثلثًا مسطحة بزوايا  $120^\circ$ .

## مثال 7

توقع الشكل الهندسي لهيدريد البريليوم  $\text{BeH}_2$  بالاستناد إلى نظرية VSEPR، محدداً نوع التهجين لذرة البريليوم.

**الحل:** اكتب تمثيل لويس النقطي للإلكترونات للعناصر المكونة لهذا الجزيء:

اكتب تمثيل لويس النقطي لجزيء  $\text{BeH}_2$ :



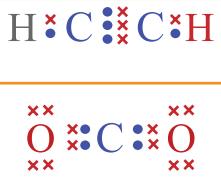
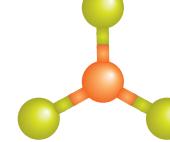
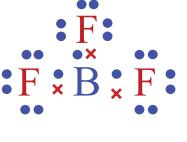
الذرة المركزية لها منطقتان من الكثافة الإلكترونية، وأفلاك البريليوم المهجنة هي من النوع  $\text{sp}$ . بحسب نظرية VSEPR الشكل الهندسي هو خططي بزاوية  $180^\circ$ .



## التراكيب والأشكال الهندسية للجزيئات

يبيّن الجدول 2-3 لمحة عامة عن بعض التراكيب والأشكال الهندسية الجزيئية الأساسية، إضافة إلى تمثيلات لويس النقطية. ويحدّد الجدول أيضًا نوع التّهجين 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 2-3 التراكيب والأشكال الهندسية للجزيئات.

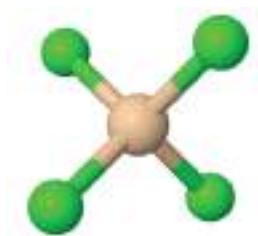
التركيب	قيمة الزاوية	الشكل الهندسي	نوع التّهجين المحتمل	الذرة المركزية		مناطق الكثافة الإلكترونية	تمثيلات لويس	مثال
				أزواج غير مرتبطة	أزواج مرتبطة			
 	180°	خطي	sp	0	4	2	H : C :: C : H	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>
							xx O xx : C : x x O xx	
	120°	مثّلث مسطّح	sp <sup>2</sup>	0	3	3		BF <sub>3</sub>
	104.5°	منحنٍ	sp <sup>3</sup>	2	2	4	H : O : H	H <sub>2</sub> O
	107°	هرمي ثلاثي	sp <sup>3</sup>	1	3	4	H : N : H	NH <sub>3</sub>
	109.5°	رباعيّ أوجّه منتظم	sp <sup>3</sup>	0	4	4	H : C : H	CH <sub>4</sub>

مثال 8

توقع التركيب الجزيئي للمركب رابع كلوريد السيليكون  $\text{SiCl}_4$

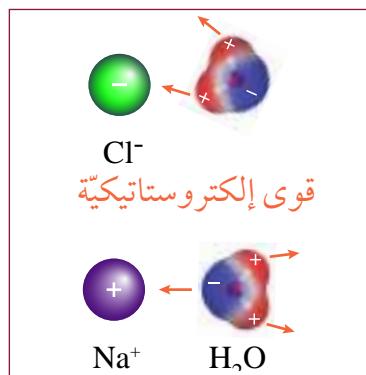
**الحل:** نرسم التّمثيل النقطي للعناصر المكوّنة لهذا الجزيء:  $\text{Cl} \cdot \text{Cl} \cdot \text{Si} \cdot \text{Cl}$ .

اكتب تمثيل لويس النقطي للجزيء  $\text{SiCl}_4$ .  $\text{Cl} \cdot \text{Cl} \cdot \text{Cl} \cdot \text{Cl} \cdot \text{Si} \cdot \text{Cl} \cdot \text{Cl} \cdot \text{Cl} \cdot \text{Cl}$ :



هناك أربع مناطق كثافة الكترونية عبارة عن أربعة أزواج الكترونية مرتبطة. هذا يعني أن الشكل الهندسي لجزيء  $\text{SiCl}_4$  هو رباعي أوجه منتظم.

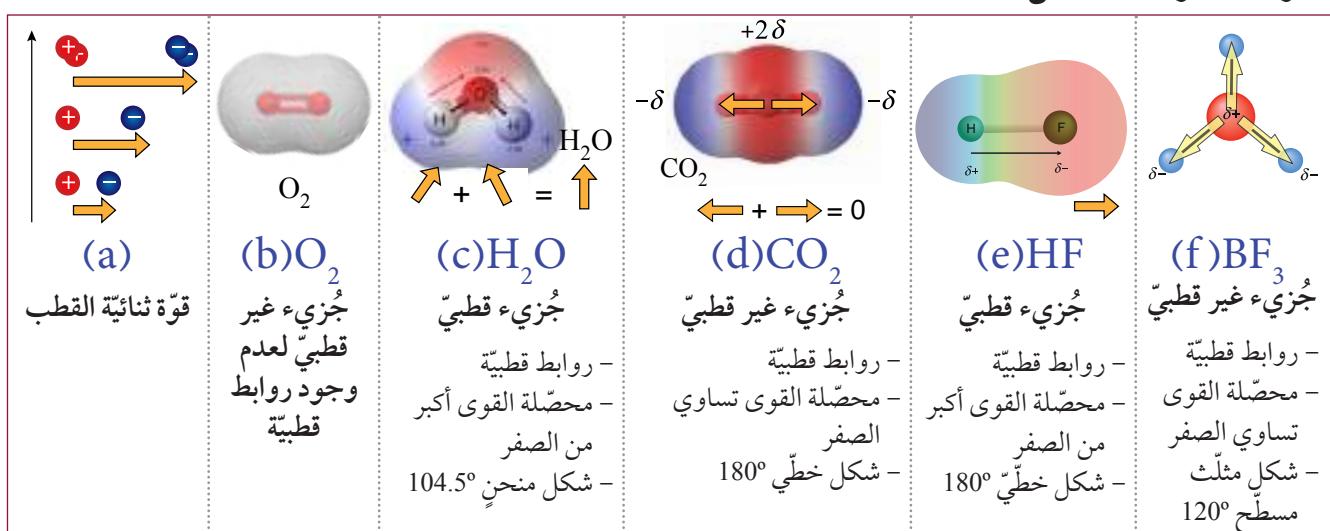
## قطبية الجزيئات



الشكل 10-2 قوى كهروستاتيكية

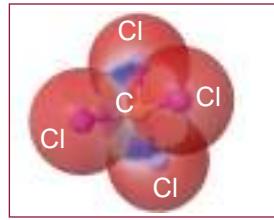
إن جزء الماء هو **ثنايّي القطب** Dipole moment. ويتكوّن ثنائيّ القطب كنتيجة لوجود شحنة موجبة وأخرى سالبة تفصل بينهما مسافة. تزداد قوّة ثنائّيّ القطب مع ازدياد قيمة كل من الشّحنة والمسافة (الشكل 2-11a). ويكون لثنائيّات الأقطاب تأثير كبير في القوى بين الجزيئات. سنرى لاحقاً في هذه الوحدة أن التّرابط الهيدروجيني هو تجاذب ثنائّيّ القطب - ثنائّيّ القطب قوي بشكل خاص.

تكون كل رابطة O-H قطبية في جزء الماء شحنة جزئية يرمز إليها بـ  $\delta$  و  $-2\delta$  (الشكل 2-11c). يُعدّ جزء الماء ثنائّيّ القطب، لأنّه حاصل جمع كلا ثنائّيّ القطب من الرابطتين. بينما لا يكون جزء  $\text{O}_2$  ثنائّيّ القطب، لعدم وجود فرق في السالبية الكهربائية بين الذّرات، وبالتالي لا تكون هناك شحنات كهربائية جزئية (الشكل 2-11b).



الشكل 11-2 أمثلة لجزيئات قطبية وغير قطبية.

تعدّ الرابطان  $\text{O}=\text{C}$  في جزء  $\text{CO}_2$  رابطتين قطبيتين أيضاً. إلا أنّ ثنائّيّ القطب هذين يتّجهان في اتجاهين متعاكسين. وكلاهما متساويان في القوّة، فتكون محصلة القوى في الجزيء كله صفرًا (الشكل 2-11d).



الشكل 12-2 جزء  $\text{CCl}_4$  غير قطبيّ.

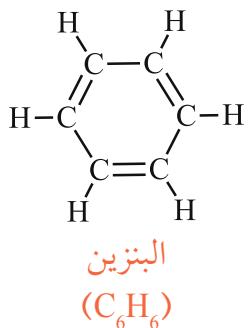
لا تكون الجزيئات ذات الشّكل المثلث المسطّح، أو الرباعي الأوّجه، قطبية، إذا كان للرّابط نفس الطول والقوّة. على سبيل المثال، يحتوي رباعيّ كلوريد الكربون ( $\text{CCl}_4$ ) على أربع روابط قطبيّة  $\text{C}-\text{Cl}$ . ومع ذلك فإنّ الجزيء ليس ثنائّيّ القطب، لأنّ جميع هذه الرّوابط متماثلة فيلغى بعضها بعضًا، كما يظهر في الشّكل 12-2.

## الأشكال الهندسية للجزئيات

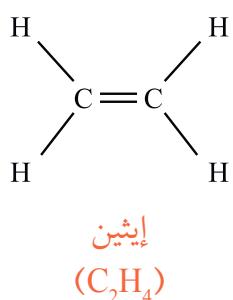
2-2

ما الأشكال الهندسية التي تمتلكها الجزيئات؟	سؤال الاستقصاء
النمذج الجزئي (نمذج الكرات والعصا).	المواد المطلوبة

### الجزء 1: بناء الجزيئات الشائعة



1. كون نموذجاً لجزيء البنزين ذي الصيغة الكيميائية C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> والشكل الحلقي، باستخدام نموذج الكرة والعصا.
2. كون نموذجاً لجزيء الإيثين ذي الصيغة C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> باستخدام نموذج الكرة والعصا.



### الأسئلة

- هل جزيء البنزين قطبي؟
- هل جزيء الإيثين قطبي أم لا؟ حدد الشكل الهندسي لهذا الجزيء مبيناً قيمة زاوية الرابطة ونوع التهجين.

### الجزء 2 : استنتاج التراكيب الجزيئية

1. كم تركيبياً جزيئياً يمكن بناؤه لمركب يتكون من ذرتين كربون، وخمس ذرات هيدروجين، وذرّة نيتروجين، وذرّة أكسجين، وصيغته الكيميائية C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>NO؟
2. ارسم تمثيل لويس النقطي لكل ترکیب، بحسب قواعد التّرابط المعتمدة.

### الأسئلة

- ابحث عن أسماء التراكيب التي توصلت إليها.
- ابحث عن استخدام واحد لكل من التراكيب التي توصلت إليها.
- ما عدد الأشكال الهندسية التي يمكن رسمها؟ هل يوجد بينها شكل هندسي رباعي أو جه متنظم؟ أو مثلث مسطّح؟ وهل وجدت شكلاً هندسياً منحنيناً أو خطياً؟

## تقويم الدرس 2-2

- .1. يستخدم حمض سيانيد الهيدروجين  $\text{HCN}$  غالباً لأغراض مكافحة الحشرات الزراعية.
- رسم تمثيل لويس النقطي لهذا الجزيء.
  - ما عدد مناطق الكثافة الإلكترونية لهذا الجزيء؟
  - صف الشكل المتوقع للجزيء.
- .2. يحتوي جزيء على أربع مناطق كثافة إلكترونية: اثنان منها تمثل روابط كيميائية. أي من الأشكال الهندسية الآتية صحيحة لهذا الجزيء؟
- خطيّ
  - منحنٍ
  - مثلاً مسطّح
  - رباعيّ أوجه منتظم
- .3. ارسم تركيب لويس لمركب ثاني أكسيد الكربون للإجابة عن الأسئلة الآتية:
- حدد عدد روابط سيجما وبائي.
  - ما نوع التهجين الذي ينطبق على ذرة الكربون المركزية؟
- .4. أعط مثلاً 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 يتكون من ذرة مركزية، وثلاث ذرات جانبية مرتبطة مع الذرة المركزية. لهذا الجزيء ثلاثة روابط من نوع سيجما، ورابطة واحدة من نوع بائي.
- .7. صف بأسلوبك الخاص مصطلح «الترافق الرئيني». أعط مثلاً كيميائياً واحداً على الأقل.
- .8. ارسم تمثيل لويس النقطي، وتوقع شكل الجزيء للمركب ثلاثي كلوريد الفسفور،  $\text{PCl}_3$ . هل هذا الجزيء قطبي أم غير قطبي؟ فسر إجابتك.
- .9. استخدم نظرية VSEPR لتحديد أشكال الجزيئات الآتية:
- $\text{H}_2\text{S}$ .c                     $\text{CBr}_4$ .b                     $\text{BeCl}_2$ .a
- .10. ارسم تمثيل لويس النقطي للجزيء  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ , ثم حدد نوع التهجين لذرة الكربون. استنتج الشكل الهندسي لهذا الجزيء.

# الدرس 3-2

## القوى الجزيئية البينية

### المفردات



القوى الجزيئية البينية	Intermolecular forces
القوى الجزيئية الداخلية	Intramolecular forces
الرابطة 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 الأكثُر وضوحاً للمادّة هي حالات المادّة الثلاث، سواء الصّلبة، أو السّائلة، أو الغازية. وعمليّاً، يمكن أن تتوارد أي مادة في الحالات الثلاث، ولكن ينبعي أن نأخذ في الحسبان أنّ درجة الحرارة التي تحول المادّة من حالة إلى أخرى، تعتمد على شدّة القوى الجزيئية البينية التي تربط الجزيئات أو الأيونات معًا.

### مخرجات التّعلم

**C1102.1** يصف القوى بين الجزيئات / قوى جذب فان در فال، مثل قوى التجاذب الكهربائيّ نتيجة الاستقطاب اللّحظيّ في الجزيء، مما يؤدّي إلى قطبية لحظية في جزيء آخر نتيجة تقاربهما (استقطاب مستمرّ). ويشرح تأثيرها في خصائص الموادّ الفيزيائيّة (مثل  $\text{CHCl}_3$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ، والغازات النّبيلة المسالة).

**C1102.2** يصف الرابطة الهيدروجينية كقوى جذب كهربائيّة، باستخدام الأمونيا والماء كأمثلة على جزيئات تحتوي على المجموعة  $\text{H}-\text{N}$ ، والمجموعة  $\text{O}-\text{H}$ .

**C1102.3** يحدّد أهميّة الرابطة الهيدروجينية بالنسبة إلى الخصائص الفيزيائيّة للموادّ، وخاصة الجليد والماء، والحمض النوويّ (DNA).

**C1102.4** يصف، بمصطلحات بسيطة، الاختلافات بين التراكيب الشبكية في الموادّ الصّلبة البلوريّة، مثل موادّ أيونيّة كما في كلوريد الصوديوم، 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 فلزية كما في النحاس.

**C1102.5** يصف المقصود بالتأصل، على سبيل المثال الفلورين والجرافيت كمتّصلات للكربون، ويربط التركيب الجزيئي 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 معًا في المواد الصلبة والسوائل، بينما لا تكون كذلك في الحالة الغازية؟ يوضح الشكل 36-2 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 غازية؛ فللمادة الكيميائية نفسها خصائص فيزيائية مختلفة عند تحولها من حالة إلى أخرى.



صلبة



سائلة



غازية

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

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

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

الجدول 4-2  
حالات الماء الثلاث.

	صلبة	سائلة	غازية
الطاقة النسبية ( $\text{J/g}$ )	0	334	2650
الكثافة ( $\text{g/cm}^3$ )	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 البنية والروابط بين الذرات، ومن هذه الخواص درجتا الانصهار والغليان، اللتان تعدان واحداً من المؤشرات على شدة تلك القوى، كما هو موضح في الجدول 2-5. وبذلك فإنّ المواد التي تمتلك قوى جزيئية بنية 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.

						
الحالة عند درجة حرارة الغرفة	غاز	سائل	سائل	صلب	صلب	صلب
درجة الانصهار	-182°C	-6°C	0°C	37°C	801°C	1538°C
درجة الغليان	-161°C	700°C	100°C	380°C	1413°C	2862°C

وهنالك العديد من الخصائص الأخرى التي تحدّدها القوى الجزيئية البنية، انظر الشكل 2-37.

- القساوة hardness: القوّة الّازمة لخدش سطح المواد.
- قابلية السّحب ductility: القدرة على التمدد بالطرق.
- الهشاشة brittleness: الميل إلى الكسر قبل الانحناء.
- قوّة الشّد tensile strength: هي القوّة القصوى الممكّن أن تتحملها مادة أثناء الشد قبل أن تنكسر.
- اللّزوجة viscosity: مقياس مقاومة السّائل للتّدفق والانسياپ.
- التوّتر السّطحي 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 والرابطة التساهمية والرابطة الفلزية. بينما تنشأ قوى جزيئية بينية تربط بين جزيئات المواد التساهمية وهي 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 ديديريك فان در فال الذي عرف هذه القوى عام 1873م. وهي قوى ضعيفة وذات مدى تجاذب كهربائي قصير بين الجسيمات المتعادلة؛ بسبب تأثير القوى الثنائية القطب الدائم أو المؤقتة. يوضح الجدول 2-6 أنواع القوى المختلفة.

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

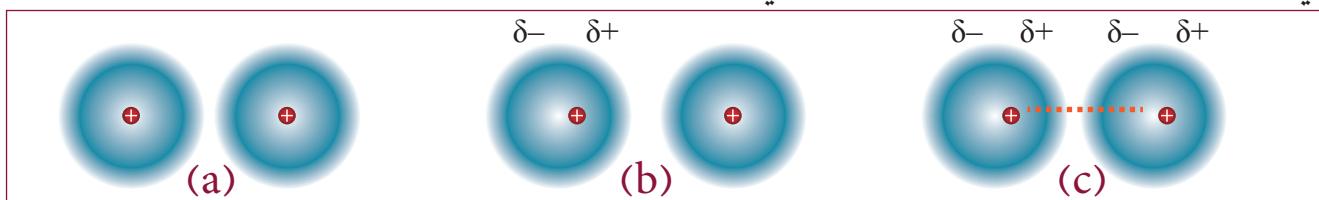
قوية ↑	القوى أو الروابط المؤثرة	الأشكال	أمثلة	التّصنيف
قوى جزيئية داخلية الروابط الكيميائية		الأسكال	الألamas الزجاج	روابط تساهمية
		الفلزات الحديد، الفضة		روابط فلزية
		الأملاح المعدنية كلوريد الصوديوم		روابط أيونية
قوى جزيئية بينية قوى فان در فال		الماء الكحول الطبيعي		روابط هيدروجينية (القوى بين الجزيئات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

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

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

## أنواع القوى الجزيئية البينية: ١ - قوى لندن التشتتية

عند درجة حرارة مقدارها  $269^{\circ}\text{C}$ - يتكافف غاز الهيليوم إلى سائل، حيث تعدد درجة الحرارة هذه باردة للغاية، وتمتلك عندها الجزيئات طاقة حرارية قليلة جداً. ومع ذلك، يجب أن تبقى هنالك قوة تؤدي إلى تجاذب ذرات الهيليوم المتعادلة، وإلا لن تحول إلى سائل. وقد سميت هذه القوة الضعيفة قوى لندن التشتتية بعد أن اكتشفها الفيزيائي الألماني فريتز فولفغانغ لندن عام 1930م. **قوى لندن التشتتية** هي قوة جذب ضعيفة تنشأ بسبب تكون ثنائية قطب لحظية بحيث تنجدب الذرات إلى بعضها عندما تكون قريبة جداً من بعضها، كذلك تنتج عن اختلافات صغيرة مؤقتة في اتحاد السحابة الإلكترونية الموجودة في الجزيئات غير القطبية المجاورة.



الشكل 2-38 تكون قوى جذب ثنائية قطب لحظية.

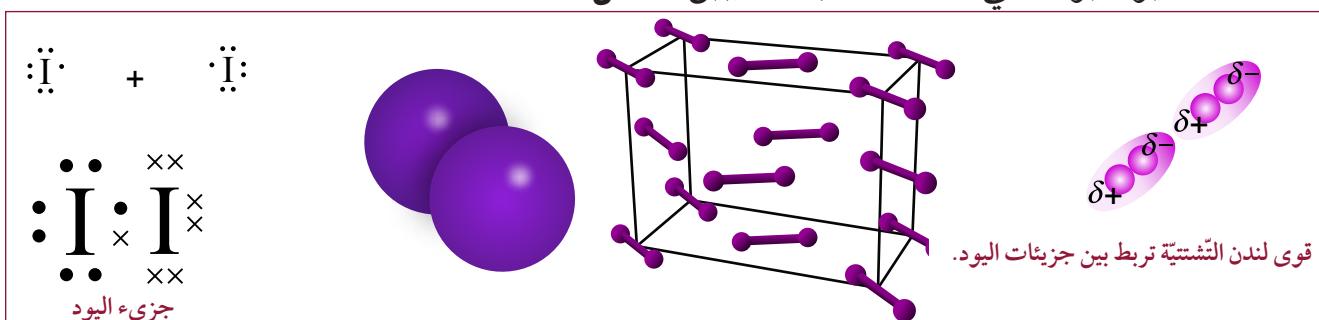
يبين الشكل 2-38 تكون قوى ثنائية قطب لحظية كالتالي:

- 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 الكتروناتها (استقطاب مستحدث)، فتنجدب الذرتان (ثنائي القطب اللحظيين) كلّاً منهما للآخر ويطلق 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 والمركبات غير القطبية. تتأثر قوى لندن التشتتية بزيادة عدد الإلكترونات. لذلك تزداد بازدياد الكتلة الجزيئية. وهكذا نجد أن هذه القوة تزداد بالاتجاه إلى أسفل مجموعة الالهالوجينات  $\text{F}_2 - \text{Br}_2 - \text{Cl}_2 - \text{I}_2$  وبالتالي تزداد درجة الغليان. وهذا هو سبب وجود الكلور والفلور في الحالة الغازية والبروم في الحالة السائلة. أما اليود فيوجد في الحالة الصلبة كما يبين الشكل 2-39.



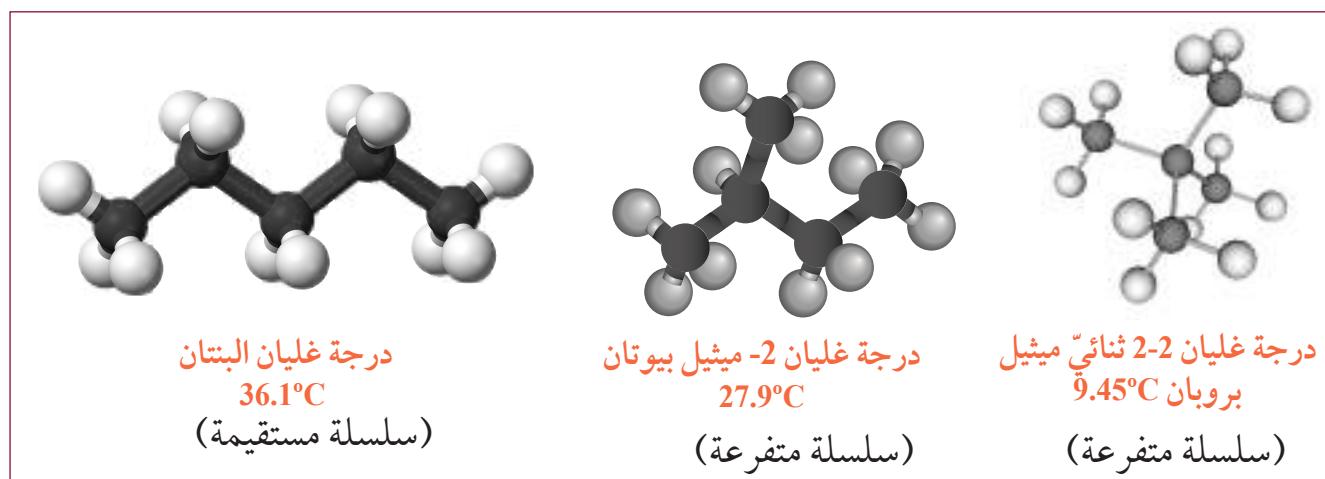
الشكل 2-39 الروابط في جزيء اليود.

ونلاحظ أنه بزيادة عدد ذرات الكربون في المركبات الهيدروكربونية، تزداد قوى لندن التّشتتية، إذ من السهل ملاحظة ذلك من خلال ارتفاع درجة الغليان للمركبات الهيدروكربونية الصّغيرة، ذات السلسلة المستقيمة. انظر الشّكل 40. فهيدروكربون البيوتان، ذو الصيغة الكيميائية  $C_4H_{10}$ ، هو غاز عند درجة حرارة الغرفة. ولكن من السهل تحويله إلى سائل عند تبريده إلى درجة حرارة أقلّ من  $-1^{\circ}C$ . وأمّا هيدروكربون الأوكتان ذو الصيغة الكيميائية  $C_8H_{18}$ ، والمكون الرئيسي للجازولين، فيبقى سائلاً على نطاق واسع من درجات الحرارة.



الشّكل 40 درجات الغليان لمركبات هيدروكربونية في هيئة سلاسل مستقيمة.

2- **زيادة التفرع في المركبات الهيدروكربونية:** بزيادة التفرعات تنخفض درجة الغليان، لأنّ تفرع المركب نفسه، يقلل من مساحة السطح (شكل الجزيء الفراغي) ويزيد التباعد بين الجزيئات، فتقل قوى لندن التّشتتية، مثل ذلك درجة غليان البنتان  $36.1^{\circ}C$ ,  $C_5H_{12}$ ، في حين أن درجة غليان 2-ميثيل البيوتان هي  $27.9^{\circ}C$  ودرجة غليان 2-ثنائي ميثيل البروبان هي  $9.45^{\circ}C$ . كما يبيّن الشّكل 41.



الشّكل 41 درجة غليان المركبات الهيدروكربونية ذات الصيغة الكيميائية  $C_5H_{12}$  تقل مع زيادة تفرع المركب الهيدروكربوني.

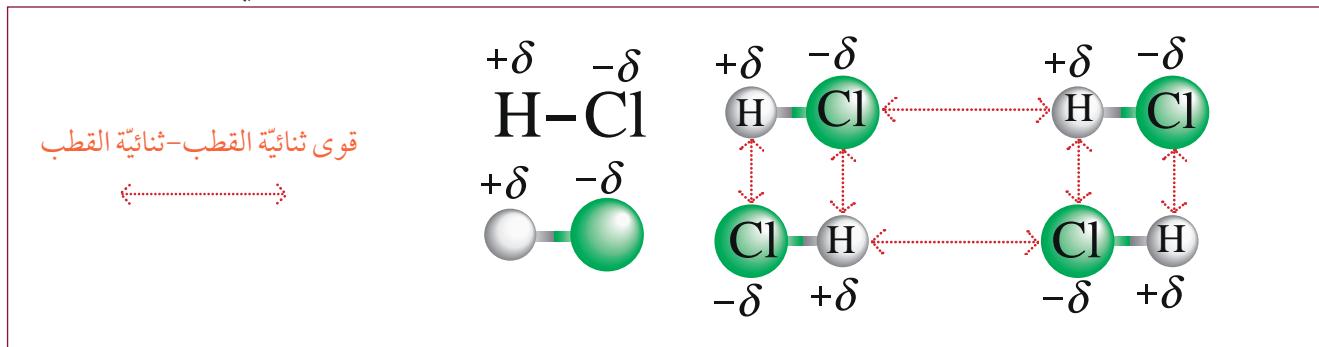
تختفي القوى الثنائيّة القطب اللّحظيّة، وتعدّ تكوين نفسها تريليونات المرّات كلّ ثانية، وتُنشئ قوة جذب ضعيفة بين الذّرات والجزيئات جميعها. فقوى لندن التّشتتية تعدّ السبب في إمكانية تسليم الغاز الطبيعي المنتج في دولة قطر. وتفسّر أيضًا سبب تدفق الزّيوت بشكل كثيف، وسبب تحول الزّبدة إلى مادة صلبة عند تبريدها.

تأثير قوى لندن الشّتتية بالكتلة الجزيئية وشكل الجزيء الفراغي من حيث عدد التفرعات فيه.



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

تُعدّ القوى التي تربط الجُزئيات القطبية من أشد أنواع القوى البينية. يرجع ذلك إلى أن الجُزئيات القطبية تنجذب وكأنها مغناطيس ذو قطبين، بسبب التوزيع غير المتكافئ لشحناتها. ويتوَلد ما يعرف بـ**ثنائية القطب الدائمة permanent dipole**، كلما وجدت شحنات متضادة لكن متساوية في الشدة تفصل بينها مسافات قصيرة، مثل ذلك جُزيء كلوريد الهيدروجين  $\text{HCl}$  المبيّن في الشكل 2-42.



الشكل 2-42 ثنائية القطب- ثنائية القطب بين جُزئيات كلوريد الهيدروجين  $\text{HCl}$ .

نتيجة لوجود الشّحنات الجُزئية المتضادة في الجُزيء القطبي، يحدث تجاذب بين شحناته العُزلة والشّحنات الجُزئية الموجبة في الجُزئيات المجاورة. تُسمى هذه القوى الناشئة بين الجُزئيات **القطبية قوى ثنائية القطب- ثنائية القطب Dipole-dipole forces**.

الجُزئيات التي تمتلك قوى ثنائية قطب دائمة تجذب بعضها بعضاً بشكل أقوى، مقارنة بقوى التّجاذب الثنائية القطب اللّحظي أي قوى لندن التّشتتية. لذا نأخذ على سبيل المثال اثنين من المركبات الجُزئية، هما غاز الميثان  $\text{CH}_4$ ، والكلوروفورم  $\text{CHCl}_3$ . فقد استُخدم الكلوروفورم قديماً في التّخدير، في حين أنّ الميثان هو مكوّن رئيس للغاز الطبيعي، وكلا الجُزئين له شكل هرمي رباعي الأوجه حول ذرّة الكربون المركزيّة. لكن درجتي غليانهما مختلفتان جدّاً، مما يدلّ على أنّ القوى الجُزئية البينية لكُلّ منها، مختلفة بشكل كبير أيضاً. انظر الشّكل 2-43.

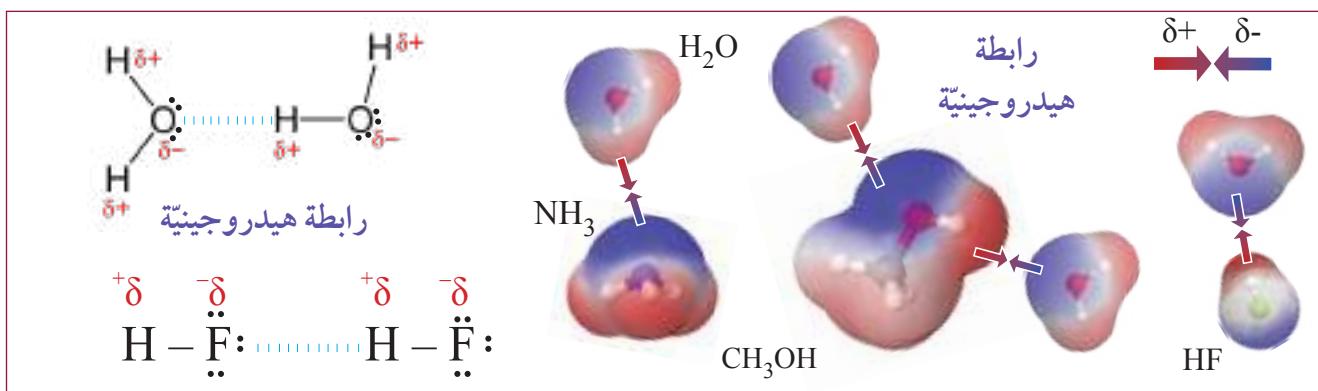


الشكل 2-43 مقارنة بين درجتي غليان كلّ من الميثان  $\text{CH}_4$ ، والكلوروفورم  $\text{CHCl}_3$ .

يرجع الفرق في القوى الجُزئية البينية إلى حقيقة أنّ جُزئيات غاز الميثان غير قطبية، وينجذب بعضها بعض بوساطة قوى لندن التّشتتية الضعيفة فقط، في حين تحتوي جُزئيات الكلوروفورم على قوى ثنائية قطب دائمة، لوجود روابط تساهمية قطبية وشكل غير متماثل، كما هو موضّح في الشّكل 2-43 حيث تضييف هذه القوّة الثنائيّة القطب الدائمة قوّة جذب ثنائية قطب - ثنائية قطب بين جُزئيات  $\text{CHCl}_3$ ، مما يفسّر سبب ارتفاع درجة غليان  $\text{CHCl}_3$ .

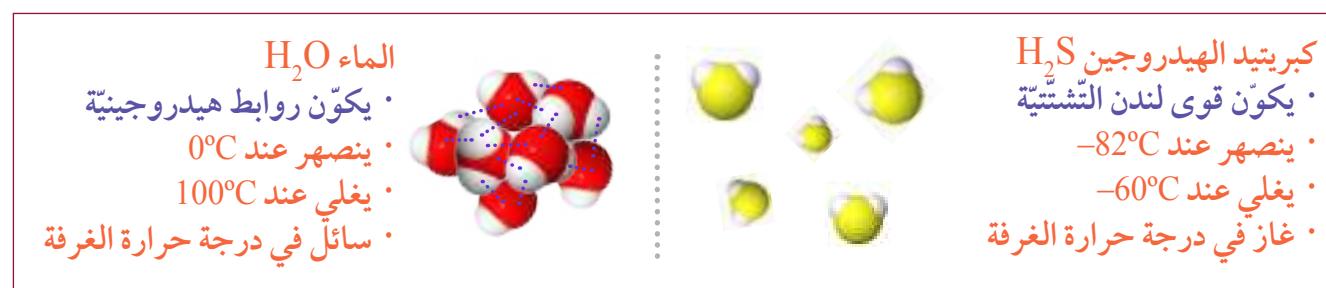
## أنواع القوى الجزيئية البينية: ٣ - الرابطة الهيدروجينية

ذرّة الهيدروجين صغيرة، يدور حول نواتها إلكترون واحد. فعندما ترتبط مع ذرّات أخرى تمتلك سالبية كهربائية عالية وتُكوّن رابطة تساهمية قطبية، تُنشئ الشحنة الموجبة الجزئية المركزّة الموجودة على ذرّة الهيدروجين قوّة جذب ثنائية قطب - ثنائية القطب. **الرابطة الهيدروجينية Hydrogen bonding** هي قوّة جذب ثنائية قطب - ثنائية قطب قوية، تتكون بين الجزيئات التي تحتوي على ذرة هيدروجين مرتبطة بذرّة أخرى ذات سالبية كهربائية عالية وتحتلي زوج الكتروني حر واحد على الأقل مثل ذرة أكسجين أو نيتروجين أو فلور، التي تؤدي إلى وجود شحنة جزئية موجبة على ذرة الهيدروجين، وبالتالي عند اقتراب هذه الجزيئات من بعضها تنجذب ذرة الهيدروجين بقوّة إلى الزوج الالكتروني الحر في الجزيء المجاور، كما في الماء  $\text{H}_2\text{O}$  والأمونيا  $\text{NH}_3$  والميثanol  $\text{CH}_3\text{OH}$  وفلوريدي الهيدروجين  $\text{HF}$ ، كما يبيّن الشّكل 44-2.



الشّكل 44-2 الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات  $\text{NH}_3$  و  $\text{H}_2\text{O}$ ، وبين مجموعة  $\text{OH}$  الموجودة في  $\text{CH}_3\text{OH}$  و  $\text{H}_2\text{O}$  وبين  $\text{HF}$ .

تؤثّر الرابطة الهيدروجينية في الخواص الفيزيائية للمادة. فدرجات غليان المواد المحتوية على روابط هيدروجينية، ودرجات انصهارها، أعلى من درجات غليان ودرجات انصهار مثيلاتها في المواد. يبيّن الشّكل 45-2 مقارنة بين جُزيء الماء  $\text{H}_2\text{O}$  وجُزيء كبريتيد الهيدروجين  $\text{H}_2\text{S}$ . فللجزيئين شكل منحنٍ، والذرّة المركزّية لكلّ منها توجد في الجدول الدوري. وهذه الذرّة مرتبطة مع ذرّتي هيدروجين. ورغم ذلك، فإنّ درجة غليان  $\text{H}_2\text{S}$  هي  $-60^\circ\text{C}$ ، في حين أنّ درجة غليان  $\text{H}_2\text{O}$  أعلى منها بحو 160 درجة. يعود ذلك إلى أنّ جزيئات الماء القطبية ترتبط بروابط هيدروجينية مقارنة بجزيئات  $\text{H}_2\text{S}$  غير القطبية حسب فرق السالبية الكهربائية بين ذرتي  $\text{H}$  و  $\text{S}$  ولكن للجزيء  $\text{H}_2\text{S}$  صفة قطبية ضعيفة جدًا نتيجة زوجي الإلكترونات غير المرتبطة على ذرّة  $\text{S}$  المركزية مما يجعل شكله الفراغي منحنٍ.

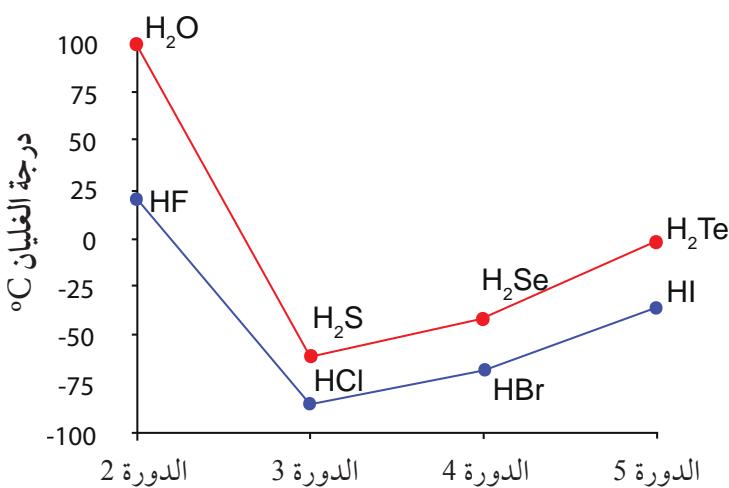


الشّكل 45-2 مقارنة الخصائص الفيزيائية لكبريتيد الهيدروجين، والماء.

## تأثير الرابطة الهيدروجينية في درجة الغليان

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

هذا النمط نلاحظه أيضاً في مركبات هيدريدات عناصر المجموعة 17. لذلك تكون درجة غليان فلوريد الهيدروجين ( $HF$ ) هي الأعلى، بينما تتبع المركبات  $HCl$  و  $HBr$  و  $HI$  ارتفاع درجة غليان من أعلى المجموعة إلى أسفلها مع تزايد قوى لندن التشتيتية وتزايد الكتلة الجزيئية. يبيّن الرسم البياني في الشكل 2-46 تدرج درجة غليان مركبات الهيدروجين مع عناصر المجموعتين 16 و 17.



الشكل 2-46 تدرج درجة غليان مركبات هيدريدات عناصر المجموعتين 16 و 17.

### مثال 9

أيّ من المركبين الآتيين له درجة غليان أعلى:  $CH_3OH$ ، أم  $CH_3Cl$ ؟

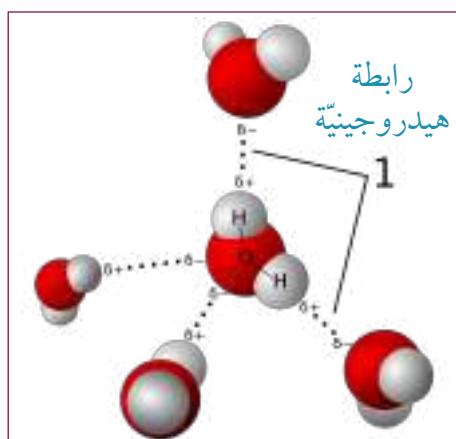
**الحل:** ترتبط جزيئات الميثanol  $CH_3OH$  بروابط هيدروجينية، لذا، تكون درجة غليانه أعلى. في حين يحتوي جزيء كلورو الميثان  $CH_3Cl$  على رابطة قطبية، وشكل غير متماثل، لذلك يعدّ جزيئاً قطبياً، وتكون درجة غليانه أقل. فدرجة غليان  $CH_3Cl$  الفعلية تبلغ  $-24.2^{\circ}C$  مقارنة بدرجة غليان  $CH_3OH$  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

$$\begin{array}{c} H \\ | \\ H-C-\overset{xx}{\underset{xx}{|}}\text{OH} \end{array}$$

$$\begin{array}{c} H \\ | \\ H-C-\overset{xx}{\underset{xx}{|}}\text{Cl} \end{array}$$

## أهمية الرابطة الهيدروجينية

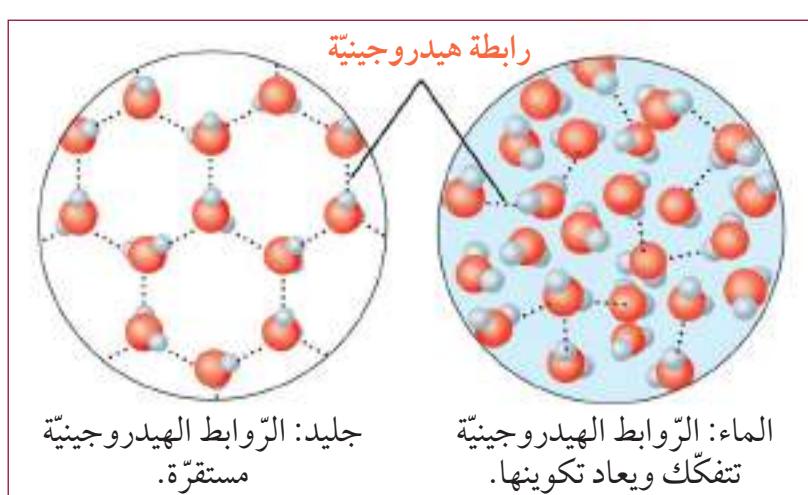


الشكل 47-2 يربط كل جزيء ماء بأربع روابط هيدروجينية.

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 أن كل جزيء من الماء يرتبط بأربع روابط هيدروجينية، مع أربعة جزيئات مجاورة، كما يبيّن الشكل 47-2.

**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، ولكان المحيطات

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



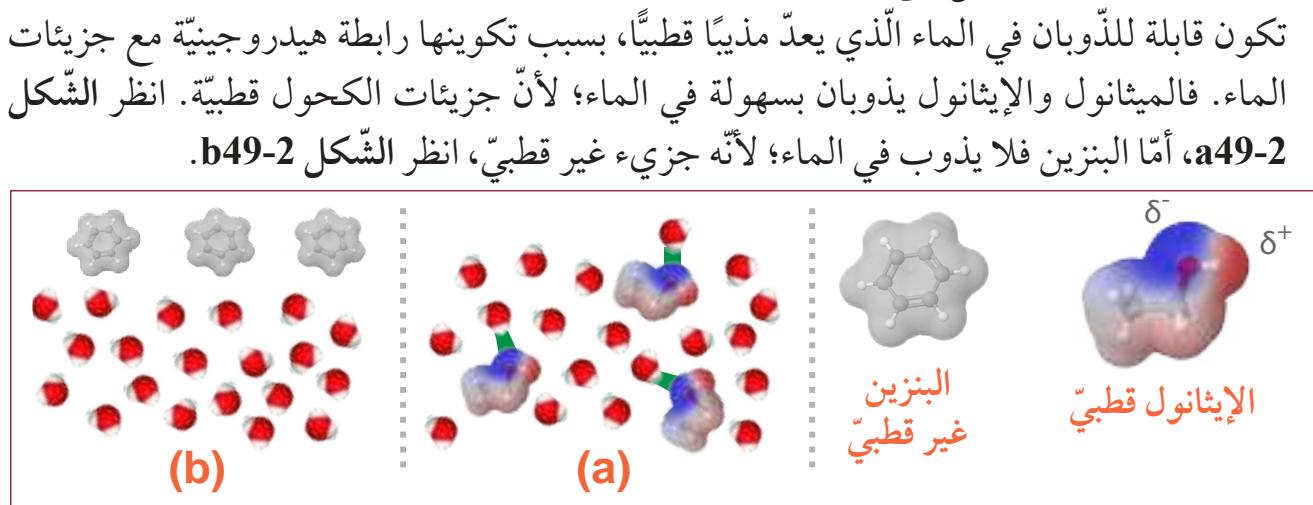
جليد: الروابط الهيدروجينية مستقرة.

الماء: الروابط الهيدروجينية تتفكّك ويعاد تكوينها.

الشكل 48-2 التركيب البلوري للجليد والماء.

وتتماسك بالروابط الهيدروجينية مما يسبب وجود فراغات بين الجزيئات فيجعل للثلج تركيب مفتوح فتقل كثافته ويطفو فوق سطح الماء. يبيّن الشكل 48-2 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 مديّاً قطبياً، بسبب تكوينها رابطة هيدروجينية مع جزيئات الماء. فالميثانول والإيثانول يذوبان بسهولة في الماء؛ لأنّ جزيئات الكحول قطبية. انظر الشكل 49-2.



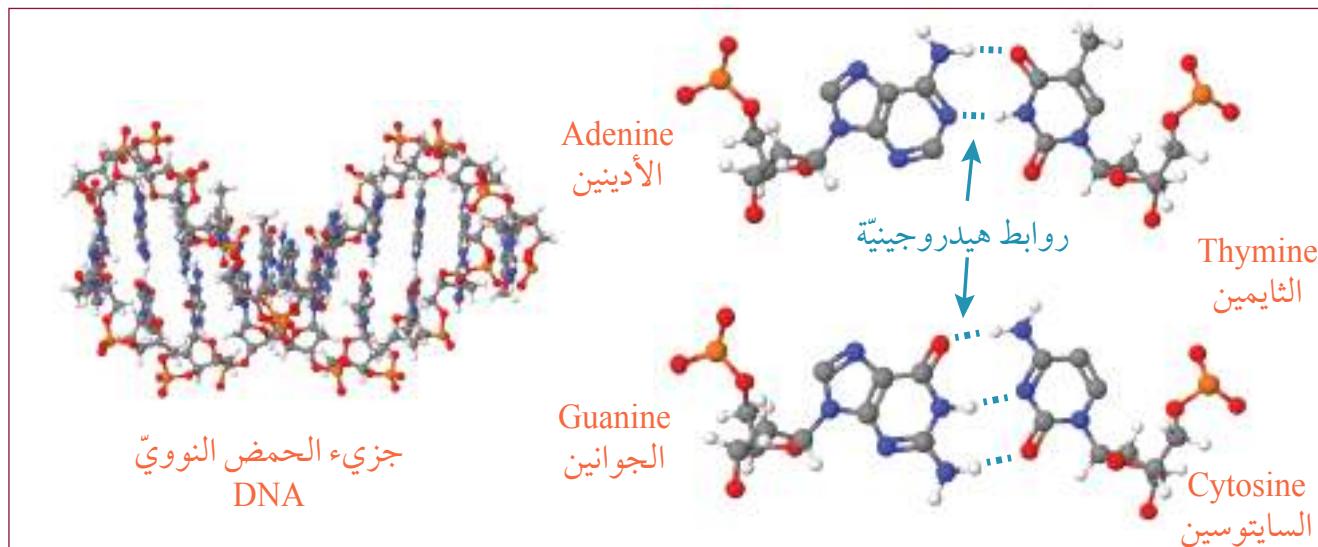
الشكل 49-2 المذيبات القطبية تذيب المواد القطبية، ولا تذيب المواد غير قطبية.



**الشكل 50-2** 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 (adenine) (A) مع الثايمين (thymine) (T)، والجوانين (guanine) (G) مع السايتوسين (cytosine) (C). حيث تتكون الروابط الهيدروجينية بين ذرات الهيدروجين، من جهة وذرات الاكسجين و النيتروجين من جهة أخرى. ووجود هذه الروابط الهيدروجينية يسهل انفصال سلسلتي النيوكليوتيدات أثناء عملية تضاعف جزيء DNA «الفك».



**الشكل 2-51** الروابط الهيدروجينية التي تمسك بشريطي الحمض النووي DNA معاً.

## القوى الجزيئية الداخلية: ١ - المواد الصلبة الأيونية

الدولوميت $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$	الهاليت $\text{NaCl}$
هرمي مثلث	مكعب

الشكل 2-52 البلورات الشبكية.

إن القوى بين الأيونات الموجودة في المركبات الأيونية أقوى بكثير من القوى بين الجزيئات (ثنائية القطب، وقوى لدن التشتتية) تمثل المواد الأيونية إلى امتلاك خصائص فيزيائية متشابهة، فهي:

١. صلبة وهشة في العادة.
٢. بلوريّة في حالتها الصلبة. انظر الشكل 2-52.
٣. درجات انصهارها مرتفعة جدًا.
٤. موصلة جيّدة للتيار الكهربائي عند انصهارها، كما أنّ محاليلها المائية، أو محاليلها في مذيبات قطبية، موصلة جيّدة للتيار الكهربائي أيضًا.

تتكون الأملاح المعدنية من مركبات أيونية، ويُعدُّ الكالسيت أي كربونات الكالسيوم  $\text{CaCO}_3$  المبين بالشكل 2-53 مثلاً جيّداً على ذلك. يوجد الكالسيت في الطبيعة بأشكال متعددة، وقد استخدمت بلوراته الصافية في البصريّات. يذوب الكالسيت بسهولة في الأحماض لذلك يعتبر من الأملاح الرئيسيّة في تكوين الصواعد في المغارات. يتكون شكل بلورة الكالسيت من تناوب أيونات الكالسيوم مع أيونات الكربونات، وهو مثال على بلورة شبكيّة ثلاثيّة. كما يكون كلوريد الصوديوم  $\text{NaCl}$  (ملح الطعام) بلورات شبكيّة، ولكن بصورة بلورات مكعبية.



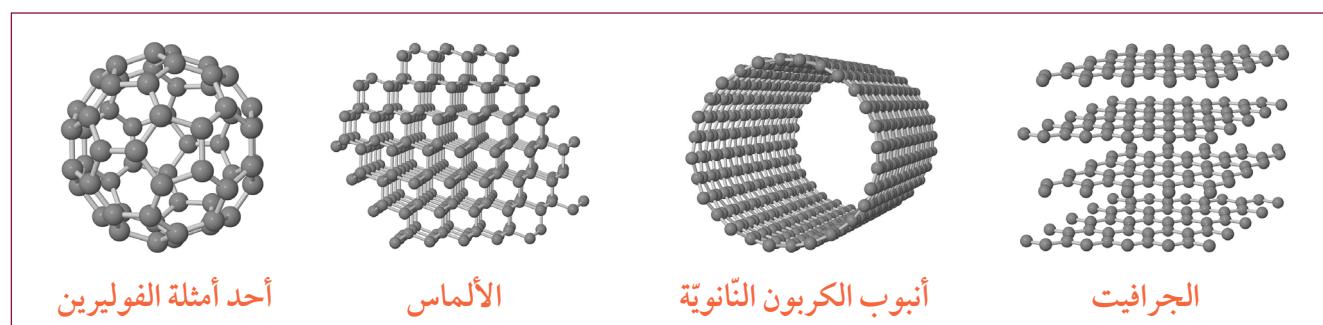
الشكل 2-53 الكالسيت مركب أيوني يتكون على شكل صلب بلوري.

تدوب مواد كثيرة أيونية في الماء والأحماض. وعندما تذوب، تكون الأيونات الموجبة والسلبية محاطة بجزيئات الماء القطبية، التي تمنعها من العودة إلى حالتها الصلبة. لذلك، تكون الأيونات حرة الحركة، ويمكنها توصيل التيار الكهربائي. مما يجعل المحاليل الأيونية موصلة جيّدة للتيار الكهربائي، وكذلك تفعل النبضات العصبية في جسمك! إذ تنقل إشارات الأعصاب (السائلات العصبية) عبر أيونات موصلة للتيار الكهربائي، بما في ذلك أيونات الكالسيوم  $\text{Ca}^{2+}$ ، وأيونات البوتاسيوم  $\text{K}^+$ ، وأيونات الصوديوم  $\text{Na}^+$ .

## القوى الجزيئية الداخلية: ٢ - الجزيئات الضخمة - العملاقة

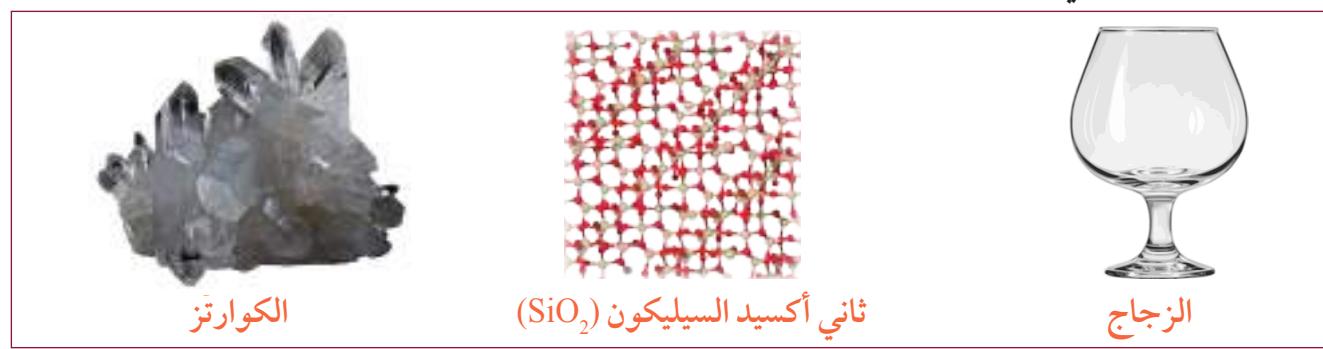
هناك جزيئات كثيرة أصغر من أن تُرى، حتى مع أفضل أنواع المجاهر (الميكروسكوبات) microscopes. فبلورة الألماس على سبيل المثال، تُعرف بأنّها جُزء واحد، حيث ترتبط ذرات الكربون في الألماس معاً في هيئة تركيب تساهمي شبكي covalent network. في هذا التركيب ترتبط كل ذرة بالذرات المجاورة لها في هيئة شبكة متراقبة. وفي الألماس، ترتبط كل ذرة كربون بأربع ذرات كربون أخرى، وهذا الترتيب الرباعي الأوجه المنتظم يكون نظاماً بلوريّاً شديداً الترابط، ودرجة انصهاره مرتفعة جداً. وتعد هذه التركيب التساهمي الشبكيّة الصلبة قوية جداً، وغير موصلة للحرارة والكهرباء بشكل عام، وشديدة الصلابة، مقارنة بمواد الصلبة الجزيئية.

تسمى الأشكال المختلفة للعنصر نفسه المتآصلات Allotropes. يوضح الشكل 54-2 أربعة متآصلات لعنصر الكربون، حيث اكتشف عام 1985م الجُزء الكروي  $C_{60}$  المسمى «كرة بوكي»، وهو أحد الأمثلة على الفوليرين. يستخدم شكل آخر للكربون، ألا وهو الجرافيت، بصفته مادة تشحيم جافة، لأنّ الذرات داخله منظمة في هيئة صفائح ينزلق بعضها فوق بعض بسبب ضعف القوى بين طبقات الجرافيت نفسها. والجرافيت موصل جيد للكهرباء؛ لأنّ كل ذرة كربون فيه تكون ثلاثة روابط تساهمية فقط مع ذرات الكربون الأخرى، مما يجعل لكل ذرة كربون إلكترون حر واحد يساهم في توصيل الكهرباء. أمّا أنابيب الكربون التانوية، فتعد أقوى الألياف المعروفة؛ فهي أقوى بمرات عدّة من الفولاذ.



الشكل 54-2 متآصلات الكربون.

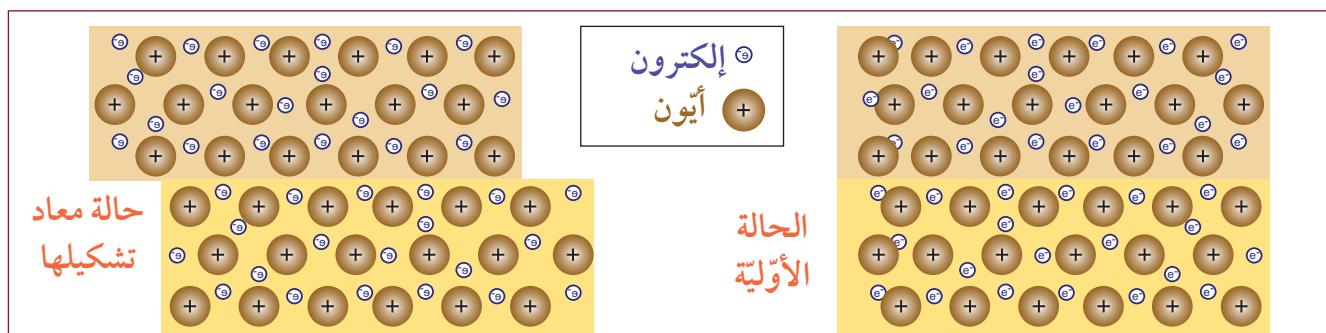
يشكّل الكربون والسيликون أكثر المواد التساهمية الشبكية انتشاراً، إذ يعد ثانوي أكسيد السيليكون من أهم مركبات السيليكون وهو من المركبات التساهمية الشبكية التي تدخل في تركيب الكوارتز والزجاج واللذين يشتراكان في خصائص متشابهة من الصلابة والهشاشة والشفافية.



الشكل 55-2 الكوارتز والزجاج مواد الصلبة الشبكية التساهمية.

## القوى الجزيئية الداخلية: ٣ - الفلزات

للفلزات خصائص مميزة، كونها صلبة، ولكنّها قابلة للطرق malleable والسحب Ductile، حيث تكون قابلة للتشكيل والانحناء من غير أن تنكسر أو تتشوه. أمّا الهشاشة Brittle فهي خاصيّة معاكسة لقابلية الطرق والسحب. فالزجاج مثلاً مادّة هشّة، إذ تنكسر بشكل سريع عند ثنيها بقوّة، في حين أنّ الألومنيوم مادّة غير هشّة قابلة للطرق والسحب، ويمكن ثنيها بقوّة من غير أن تنكسر. وتُعزى قابلية الفلزات للطرق والسحب إلى الرابطة الفلزية، وإلى الترتيب الذري المنتظم داخل الفلز. حيث يمكن لأي طبقةٍ من الذرات في الفلز التحرّك والانزلاق فوق بقية الطبقات بسهولة، من دون مقاومة أو كسر للروابط عند تعرّضها لقوّة خارجية. وتذكّر أن الروابط الفلزية تتكون نتيجة وجود بحر من الإلكترونات حرّة الحركة بأي ذرة فلزية يمكنها أن تتجاذب مع الأيونات الموجبة لذرات هذا الفلز.



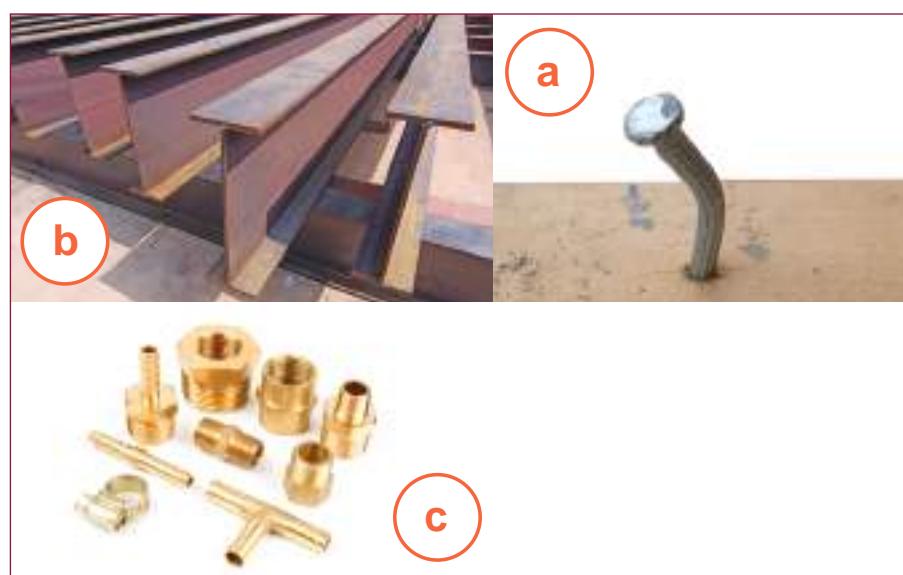
**الشكل 2-56** تتيح الروابط الفلزية إعادة تشكيل الفلزات من دون أن تكسر الروابط الكيميائية التي بين الذرات.

تُعزى قوّة الفلزات إلى حقيقة أنّ الأيونات عند تكوّنها تُحدِّث فراغاً، يُملأ على الفور بالإلكترونات السالبة؛ مما يؤدّي إلى انجذاب الأيونات إلى مكانها السابق. فعندما يُثنى الفلز، تنزلق الذرات المجاورة مع الحفاظ على المسافة نفسها بين الأيونات. وتتيح الإلكترونات المتحركة للروابط بالتحرّك، وإعادة التشكيل بين الذرات بسهولة في أثناء عملية التشكيل، حيث يمكن أن تكون إعادة التشكيل غير منتظمة، مثل الطرق على مسمار أو برجي 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 تُثنى الفلزات ويعاد تشكيلها بطريقة غير منتظمة.

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

(c) فلزات معاد تشكيلها للاستخدام في الصناعات المختلفة.



## المقارنة بين خصائص المواد المختلفة

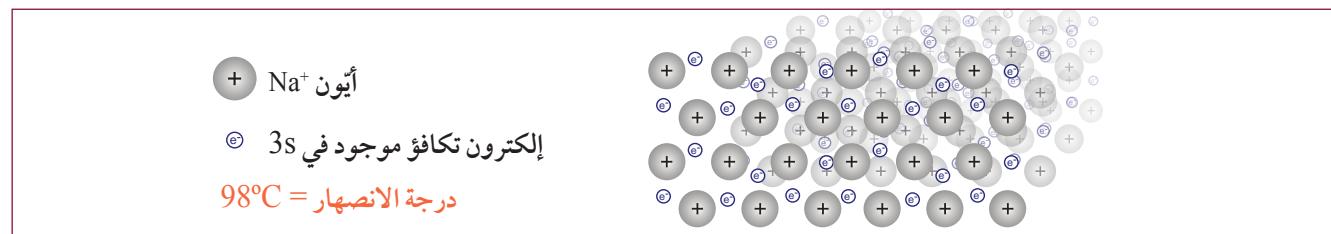
تمتلك المواد المختلفة خصائص فизيائية مميزة تعكس نوع الرابط داخلها وشدة القوى بين جزيئاتها.

نوع الرابطة	أمثلة	الحالة عند درجة حرارة الغرفة	خصائصها النموذجية
التساهمية البسيطة	غاز ثاني أكسيد الكربون $\text{CO}_2$ البروم $\text{Br}_2$ السائل اليود $(\text{I}_2)$ الصلب	صلبة أو سائلة أو غازية	درجات انصهار منخفضة نسبياً لا توصل الكهرباء
تساهمية شبكية	أنابيب الكربون النانوية الزجاج الآلماس	صلبة	قوية جداً، صلبة، درجة انصهارها مرتفعة لا توصل الكهرباء ما عدا الجرافيت
فلزية	فولاذ نحاس ذهب	صلبة	قوية، قابلة للطرق والسحب، موصلة جيدة للكهرباء، درجة انصهارها مرتفعة
أيونية	ملح الطعام أملاح معdenية	صلبة	صلبة وهشة وبلوريّة، درجة انصهارها مرتفعة، عازلة للكهرباء في الحالة الصلبة ولكن محاليلها ومصايرها توصل التيار الكهربائيّ
ثنائية القطب - ثنائية القطب والرابطة الهيدروجينية	ماء سكر	صلبة أو سائلة أو غازية	درجات انصهارها متواضعة. المواد السائلة منها مذيبات قطبية، عازلة للكهرباء بشكل عام.
قوى لندن التشتتية	زيت زبدة شع	صلبة أو سائلة أو غازية	درجات انصهارها منخفضة. المواد السائلة منها تكون مذيبات غير قطبية عازلة للكهرباء

## 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  $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$ . فعندما تجتمع ذرّتا صوديوم معاً، فإن إلكترون التكافؤ الوحيد لكلّ منهما والموجود في أفلاك ( $3s$ ) لكلّ ذرة يتشارك بحیز ويكون رابطة مشابهة للرابطة التساهمية.

والفرق هو أن كلّ ذرّة صوديوم تكون أيضاً على ترابط مع ثمانى ذرات صوديوم أخرى، ويمتدّ التّشارك بالإلكترونات إلى تلك الذّرات الثمانية أيضاً، كما أن كلّ ذرّة من تلك الذّرات الثمانية تكون على ترابط مع ثمانى ذرات أخرى، وهكذا، إلى أن تشارك الذّرات الموجودة في الصوديوم جميعها أفلاك ( $3s$ ) المتداخلة. فإن إلكترونات ( $3s$ ) تكون غير متمركزة تماماً، وتمتلك حرّية الحركة في جميع أنحاء الفلز، كما يبيّن الشّكل 1-60.



**الشّكل 1-60** إلكترونات التكافؤ في الفلز تكون بحراً متحرّكاً بين الأيونات، وتكون الإلكترونات حرّة الحركة وغير مرتبطة بأيّ ذرّة مفردة أخرى.

**الرابطة الفلزية Metallic bond** هي رابطة كيميائية تنتج عن قوى التجاذب بين الأيونات الموجبة والإلكترونات السالبة داخل البلورة الفلزية. في الرابطة الفلزية، ينجذب كلّ أيون فلز إلى الإلكترونات القريبة جميعها، وكلّ إلكترون ينجذب أيضاً إلى الأيونات القريبة جميعها. وكلما كان هناك المزيد من الإلكترونات التكافؤ، فإن التّرابط يصبح أقوى. يحتوي فلز المغنيسيوم على إلكترونات تكافؤ، لذلك سيكون هناك ضعف عدد الإلكترونات لكلّ أيون عمّا هو موجود في الصوديوم، وتكون قيمة الشّحنة الموجدة على كلّ أيون مغنيسيوم تساوي الضّعف أيضاً. يبيّن الشّكل 1-61 بحر الإلكترونات في فلز المغنيسيوم.



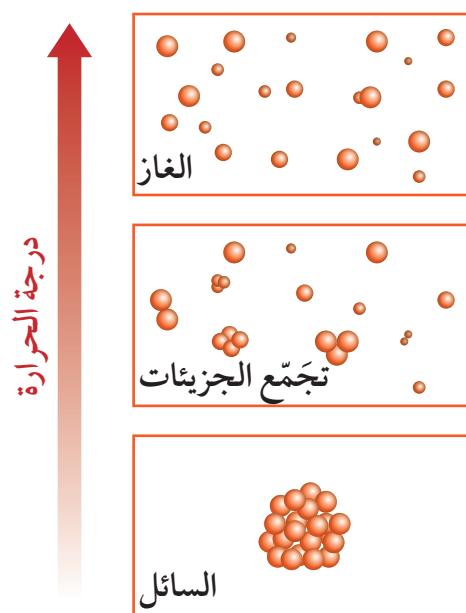
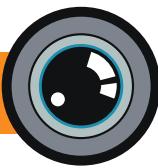
**الشّكل 1-61** يمتلك المغنيسيوم ضعف الإلكترونات غير المتمرّكة غير المترافقه عمّا هي في الصوديوم، وضعف قيمة الشّحنة الأيونية أيضاً، مما يجعل الرابطة الفلزية في المغنيسيوم أقوى مما هي عليه في الصوديوم.

الروابط الفلزية الموجودة في فلز المغنيسيوم أقوى مما هي عليه في الصوديوم؛ لأنّ أيونات المغنيسيوم تمتلك شحنة مقدارها  $+2$ ، كما تمتلك ضعف عدد الإلكترونات الحرّة 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 أيضاً.

## تقويم الدرس 3-2

- .1. يمتلك الماء كتلة مولية مقدارها  $18 \text{ g/mol}$ ، ويمتلك الميثان كتلة مولية مقدارها  $16 \text{ g/mol}$ . درجة غليان الماء تساوي  $100^\circ\text{C}$ ، ودرجة غليان الميثان تساوي  $162.5^\circ\text{C}$ . لِمَ تختلف درجتا غليانهما بشكل كبير، بالرغم من أن كتلتيهما الموليتين متقاربتان؟
- .2. حدد أي من المركبات أدناه يمكنها تكون رابطة هيدروجينية، ثم فسر لماذا لا تكون المركبات الأخرى رابطة هيدروجينية.
- |  |    |                          |    |
|--|----|--------------------------|----|
| $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ | .e | $\text{C}_2\text{H}_6$   | .a |
| $\text{CH}_3\text{OCH}_3$                    | .f | HCN                      | .b |
| $\text{H}_2\text{S}$                         | .g | $\text{CH}_3\text{NH}_2$ | .c |
| $\text{HF}$                                  | .h | $\text{HCl}$             | .d |
- .3. رتب المركبات الآتي وفقاً للقوى بين الجزيئات من الأضعف إلى الأقوى.
- |               |                      |                      |               |
|---------------|----------------------|----------------------|---------------|
| $\text{NaCl}$ | $\text{H}_2\text{O}$ | $\text{H}_2\text{S}$ | $\text{CH}_4$ |
|---------------|----------------------|----------------------|---------------|
- .4. أعط أمثلة على مواد تكون فيها القوى بين الجزيئات لندن تشتبهية، ثنائية القطب.
- .5. أعط تفسيراً كيميائياً لاعتبار الألماس أكثر المواد المعروفة قساوة.
- .6. أي من الآتي يرجح أن تكون له أعلى درجة غليان؟
- a. غاز نبيل نقى، مثل النيون.
  - b. مادة قطبية، مثل الميثanol.
- c. مركب هيدروكربوني خفيف وغير قطبي، مثل الميثان.
- d. مركب أيوني، مثل ملح الطعام.
- .7. ما الفرق بين الشبكة البلورية الأيونية، والتركيب التساهمي الشبكي؟
- .8. المواد الأيونية تميل إلى امتلاك خصائص فيزيائية متشابهة. ابحث عن مثالين لمركبين 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 التشتبهية؟
- .10. تكون قطرات الماء على شكل دائري 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.

تحرك جسيمات الغاز بسرعة عالية جداً، وتصطدم بعضها البعض وبجدران الإناء. ومع انخفاض درجة الحرارة، تصبح الجسيمات أبطأً وتبدأ بالتجمع معاً (الشكل 2-58). وفي النهاية تشكّل الجزيئات سائلاً. وقد لفتت القوة المجهولة التي تسبّب بتجمّع الجزيئات انتباه الفيزيائي الهولندي يوهانس ديدريك فان در فال (1837-1923). ففي أطروحته لدرجة الدكتوراه (Ph.D) توصل 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 الإبن الأكبر بين عشرة أبناء، وكان والده يعمل كنجار في ليدن. ولم يكن باستطاعة أطفال الطبقة العاملة في ذلك الوقت الوصول إلى المرحلة الثانوية. وفي سن الخامسة عشرة، أصبح يوهانس معلماً متدرّباً في المدرسة الابتدائية. وتولى تدريس العديد من الصفوف، إلى أن أصبح مديرًا للمدرسة في العام 1861. وأنه 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 الخصوص لامتحانات 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 التأثير 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 تغيير 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، يُسمى «قوى فان در فال».

# الوحدة 2

## مراجعة الوحدة

### الدرس 2-1: السالبية الكهربائية

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

### الدرس 2-2: الأشكال الهندسيّة للجزيئات

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

# الوحدة 2

## مراجعة الوحدة

### الدرس 2-3: القوى الجزيئية البينية

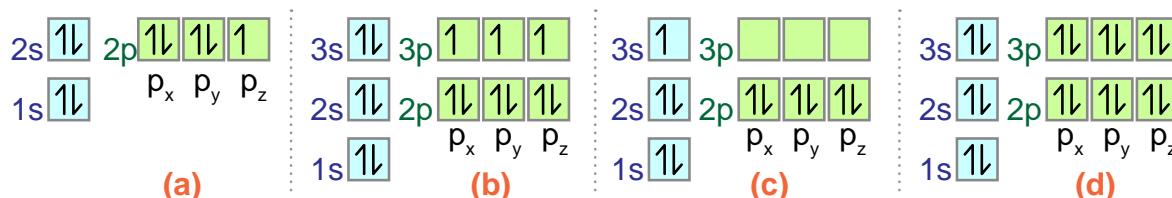
- تربط **قوى الجزيئية البينية Intermolecular forces** بين جزيئات المادة وتحدد الحالات الصلبة، أو السائلة، أو الغازية غيرها من الخصائص الفيزيائية.
- تشمل قوى فان در فال London dispersion قوى لندن التشتتية Van Der Waals والتي هي قوى جذب ضعيفة ناتجة من ثنائيات الأقطاب المستحثة والمؤقة.
- **قوى ثنائيّي القطب-ثنائيّي القطب Dipole-dipole forces** تنشئ بين الجزيئات القطبية فتنجذب هذه الجزيئات بعضها إلى بعض.
- **الرابطة الهيدروجينية Hydrogen bond** هي قوّة جذب ثنائية القطب قوية بين الهيدروجين من جزيء، وذرات عالية السالبية الكهربائية، مثل الفلور والأكسجين والنّيتروجين، من جزيء آخر.
- تفسّر الروابط الهيدروجينية الكثير من الخصائص المهمّة للماء.
- الألماس والجرافيت هما شكلان متبايانان للكربون ترتبط ذرات الكربون في كل منهما بروابط تساهمية شبكيّة.
- يصف **السحب Ductile** قدرة الفلزّات على التمدد نتيجة التعرض للطرق.
- تكون المادة **هشة Brittle** إذا تحطّمت قبل الانحناء كثيراً.

الدّرس 1-2: السّالبيّة الكهربائيّة

## أ.1 أي العبارات الآتية صحيحة؟

- .a. لليثيوم سالبيّة كهربائيّة أقلّ من الأكسجين.
  - .b. السالبيّة الكهربائيّة للكربون أقلّ من السالبيّة الكهربائيّة للمغنيسيوم.
  - .c. السالبيّة الكهربائيّة للكلور أعلى من السالبيّة الكهربائيّة للفلور.
  - .d. السالبيّة الكهربائيّة للغازات النبيلة هي الأعلى في الجدول الدّوريّ.

أي من المخطّطات أدناه تمثّل العنصر ذا السالسيّة الكهرّباءة الأعلى؟



3. إذا علمت أن الفرق في السالبية الكهربائية بين ذرتين = 0.9، فما نوع الرابطة الكيميائية المتكونة بينهما؟

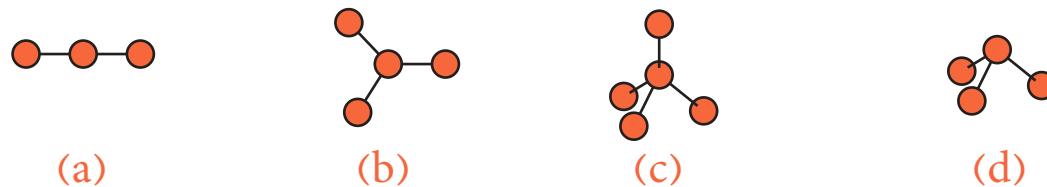
- a.** ایونیّة
  - b.** تساهميّة غير ق
  - c.** تساهميّة قطبيّة
  - d.** فلزّية

٤. ما سبب وجود ذرات الهيدروجين الأربع عند الزّوايا الأربع في الميثان الرباعي الأوّل؟

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

أي من المُجسّمات الآتية قد يمثّل شكل جزيء الفورمالدهيد،  $\text{CH}_2\text{O}$ ؟

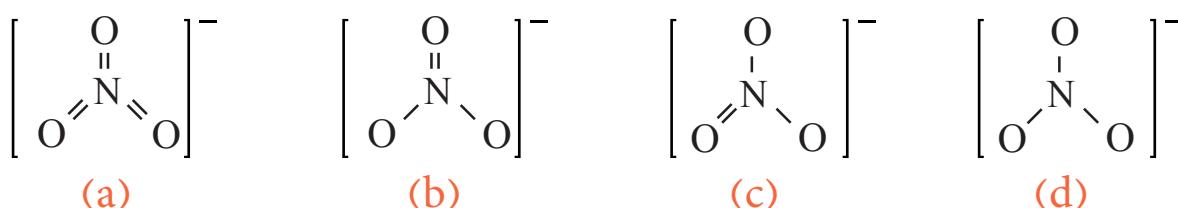
.5



6. تحتوي الرابطة التّساهمية الثلاثيّة على:

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

**7.** أى من العبارات الآتية صحيحة عن أشکال آیون النیترات ( $\text{NO}_3^-$ ) المبینة أدناه.



- a.** الخياران (b) و (c) هما شكلان رئيسيان.
  - b.** الخياران (a) و (d) هما شكلان رئيسيان.
  - c.** جميع الخيارات الأربع هي أشكال رئيسيات.
  - d.** ليس أيّ من الخيارات الأربع هو شكل رئيسي.

٨. أي الحقائق الآتية سببها الأساس وجود قوى لندن؟

- a.** إسالة غاز الهيليوم عند درجة  $269^{\circ}\text{C}$ .
  - b.** ارتفاع درجة انصهار المواد الأيونية الصلبة.
  - c.** قوّة أنبوب الكربون النانوية عالية جدًا.
  - d.** الماء يكون في الحالة الصلبة أقل كثافة من الحالة السائلة له.

### الدرس 2-1: السالبية الكهربائية

9. أي مجموعة من الجدول الدوري تحتوي على العناصر التي تمتلك السالبية الكهربائية الأعلى؟

10. ما نوع الرابطة المتكونة بين المغنيسيوم والفوسفور؟ فسر إجابتكم.

11. اذكر اختلافين بين الروابط الأيونية والتساهمية.

12. هل يذوب البنزين في الماء؟ علّل إجابتكم.

13. أعط مثلاً على جزيء غير قطبي يحتوي، على الأقل، على رابطة قطبية واحدة، ثم اشرح سبب عدم قطبية هذا الجزيء.

14. اشرح معنى المصطلح «ثنائي القطب»، وأعطي مثلاً عليه.

15. فسر قد يكون للمركبات الأيونية خصائص تساهمية كذلك قد يكون للمركبات التساهمية خصائص أيونية.

16. بيّن الجدول الآتي درجات الغليان والانصهار لمواد عدّة وبعض خواصها الفيزيائية. بناءً على هذه البيانات، ما المواد التي تحتوي على الأرجح:

المادة	درجة الغليان (°C)	درجة الانصهار (°C)	الخواص الفيزيائية
a	-65	-88	غير مرنة وغير قابلة للسحب والطرق
b	72	-10	غير مرنة وغير قابلة للسحب والطرق
c	2850	1250	غير مرنة وغير قابلة للسحب والطرق
d	3025	1400	مرنة وقابلة للطرق والسحب

.a. روابط تساهمية غير قطبية؟

.b. روابط تساهمية قطبية؟

.c. روابط فلزية؟

.d. روابط أيونية؟

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

- .a. الروابط الأيونية.
- .b. الروابط الهيدروجينية.
- .c. قوى لندن التشتتية.
- .d. الروابط الفلزية.
- .e. الروابط التساهمية الشبكية

18. سُمّ مركبًا أيونيًّا واحدًا، ومركبًا قطبيًّا واحدًا، ومركبًا واحدًا غير قطبيٍّ، يحتوي كل منها على عنصر الهيدروجين. أعطِ مثالًا على وجود هذا المركب في الطبيعة أو على استخدامه في أحد الأنشطة البشرية.

## الدرس 2-2: الأشكال الهندسية للجزئيات

19. صَحْ أَمْ خَطَأً: للمواد الأيونية درجات انصهار أقل من المواد التساهمية.

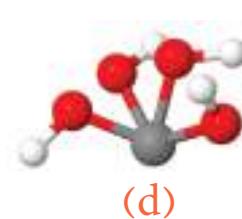
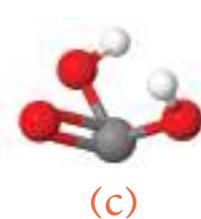
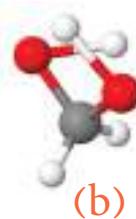
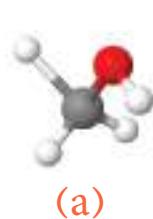
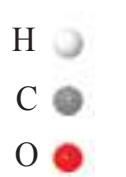
20. ما المقصود بمصطلح «مساحة ذات كثافة إلكترونية»؟

21. اشرح مبدأ VSEPR.

22. كم رابطة سيجما وكم رابطة باي في الرابطة التساهمية الثلاثية بين ذرتي النيتروجين في  $\text{N}_2\text{O}$ ؟

23. انظر إلى الأشكال المبينة أدناه و التي تمثل التركيب الجزيئي لبعض الجزيئات.

- .a. حدد الخطأ الوارد في كل شكل من الأشكال أدناه.
- .b. اقترح و ارسم الشكل الصحيح المتوقع.



## تقويم الوحدة

24. يحتوي جُزِيءُ الأمونيا ( $\text{NH}_3$ ) على ثلات روابط تساهمية. لماذا يمتلك الجُزِيءُ شكلًا هرميًّا ثلاثيًّا بدلاً من شكل مثلث مسطح؟

25. أعطِ مثالًا على جُزِيءٍ له بنية رنين، واشرح معنى هذا المصطلح.

### الدرس 2-3: القوى الجزيئية البينية

26. أعطِ مثالًا على مادَّةً صلبةً ترتبط جزيئاتها معًا بروابط قوى لندن التشتتية.

27. أعطِ مثالًا على مادَّةً صلبةً ترتبط جزيئاتها معًا برابطة هيدروجينية.

28. لماذا تكون درجة غليان الماء أعلى من درجة غليان كبريتيد الهيدروجين  $\text{SH}_2$ ؟

29. أعطِ مثالين على مواد تكون القوى الجزيئية البينية هي في الواقع روابط كيميائية، وبين نوع تلك الروابط.

30. سُمِّ أربعة متأصلات للكربون النقي.

31. اشرح الفرق بين مصطلحي «قابل للسحب» و«هش».

32. اشرح لماذا تكون الفلزات قابلة للسحب، في حين تميل المواد الصلبة الأيونية إلى الهاشة.

33. ما المقصود بعبارة «المثل يذيب المثل»؟

34. لا يشكَّل الهيليوم أيًّا روابط، والشُّحنات غير منفصلة، ولكن، وإلى يومنا هذا، يتجمَّد الهيليوم في النهاية إلى مادَّةً صلبةً عند درجات حرارة منخفضة للغاية.

a. ابحث حول درجة حرارة انصهار الهيليوم.

b. ما القوى التي تجذب ذرَّات الهيليوم معًا؟

c. هل قوى الجذب بين ذرَّات الهيليوم المجاورة أقوى أم أضعف من قوى الجذب بين جزيئات الماء المجاورة؟ ولماذا؟

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

35. اشرح باستخدام الرسم مدى أهميَّة الرابطة الهيدروجينية بتركيب جُزِيءِ الحمض التُّواوي واستنساخه.

36. اشرح المعنى الكيميائي لمصطلح «بلوري» في المركبات الأيونية والمركبات التساهمية الشبكية.

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

a. هل هذا المركب أيوني، أم فلزي، أم تساهمي؟

b. ارسم تركيب يبين ترتيب الذرات في مركب كربونات الكالسيوم.

c. ابحث عن الخواص الفизيائية لهذا المركب، مبيناً أماكن وجوده في الطبيعة.

# جدول دوري حديث

## أرقام المجموعات

VIII A

1 العدد الذري ————— الكتلة الذرية

IA 1 H 1.008 hydrogen

IIA 2 Be 9.012 beryllium

3 Li 6.941 lithium

4 Na 22.990 sodium

5 K 39.098 potassium

6 Ca 40.078 calcium

7 Sc 44.956 scandium

8 Ti 47.867 titanium

9 V 50.942 vanadium

10 Cr 51.996 chromium

11 Mn 54.938 manganese

12 Fe 55.845 iron

13 Co 58.933 cobalt

14 Ni 58.693 nickel

15 Cu 63.546 copper

16 Zn 65.38 zinc

17 Ga 69.723 gallium

18 Ge 72.61 germanium

19 As 79.922 arsenic

20 Se 78.96 selenium

21 Br 79.904 bromine

22 Cl 35.453 chlorine

23 S 32.065 sulfur

24 P 30.974 phosphorous

25 O 29.999 oxygen

26 F 18.998 fluorine

27 Ne 20.180 neon

28 Al 10.811 boron

29 C 12.011 carbon

30 N 14.007 nitrogen

31 O 15.999 oxygen

32 Si 16.000 silicon

33 Al 26.982 aluminum

34 Cl 17.004 chlorine

35 Ar 39.948 argon

36 Kr 83.80 krypton

37 Rb 85.468 rubidium

38 Sr 87.62 strontium

39 Y 88.906 yttrium

40 Zr 91.244 zirconium

41 Nb 92.906 niobium

42 Mo 95.96 molybdenum

43 Tc (98) technetium

44 Ru 101.07 ruthenium

45 Rh 102.91 rhodium

46 Pd 106.42 palladium

47 Ag 107.87 silver

48 Cd 112.41 cadmium

49 In 114.82 indium

50 Sn 118.71 tin

51 Sb 121.76 antimony

52 Te 127.60 tellurium

53 I 126.90 iodine

54 Xe 131.29 xenon

55 Cs 132.91 cesium

56 Ba 137.33 barium

57 La 138.91 lanthanum

58 Ce 140.12 cerium

59 Pr 140.91 praseodymium

60 Nd 144.24 neodymium

61 Pm 150.36 promethium

62 Sm 151.96 samarium

63 Eu 157.25 europium

64 Gd 158.93 gadolinium

65 Tb 162.50 terbium

66 Dy 164.93 dysprosium

67 Ho 167.26 holmium

68 Er 168.93 erbium

69 Tm 173.06 thulium

70 Yb 173.06 ytterbium

71 Lu 174.97 lutetium

72 Hf 178.49 hafnium

73 Ta 180.95 tantalum

74 W 183.84 tungsten

75 Re 186.21 rhenium

76 Os 190.23 osmium

77 Ir 192.22 iridium

78 Pt 195.08 platinum

79 Au 196.97 gold

80 Hg 200.56 mercury

81 Tl 204.38 thallium

82 Pb 207.2 lead

83 Bi 208.98 bismuth

84 Po 209.00 polonium

85 At (210) astatine

86 Rn (222) radon

87 Fr (223) francium

88 Ra (226) radium

89 Ac (227) actinium

90 Th (232) thorium

91 Pa (231) protactinium

92 U (238) uranium

93 Np (237) neptunium

94 Pu (244) plutonium

95 Am (243) americium

96 Cm (247) curium

97 Bk (247) berkelium

98 Cf (251) californium

99 Es (252) einsteinium

100 Fm (257) fermium

101 Md (258) mendelevium

102 No (259) nobelium

103 Lr (262) lawrencium

104 Rf (267) rutherfordium

105 Db (268) dubnium

106 Sg (271) seaborgium

107 Bh (272) bohrium

108 Hs (276) hassium

109 Mt (281) meitnerium

110 Ds (280) darmstadtium

111 Rg (285) roentgenium

112 Cn (284) copernicium

113 Nh (289) nihonium

114 Fl (288) flerovium

115 Mc (289) moscovium

116 Lv (293) livermorium

117 Tn (294) tennessine

118 Og (294) oganesson

119 Ts (294) tsingyuanium

120 Og (294) oganesson

121 Ts (294) tsingyuanium

122 Ts (294) tsingyuanium

123 Ts (294) tsingyuanium

124 Ts (294) tsingyuanium

125 Ts (294) tsingyuanium

126 Ts (294) tsingyuanium

127 Ts (294) tsingyuanium

128 Ts (294) tsingyuanium

129 Ts (294) tsingyuanium

130 Ts (294) tsingyuanium

131 Ts (294) tsingyuanium

132 Ts (294) tsingyuanium

133 Ts (294) tsingyuanium

134 Ts (294) tsingyuanium

135 Ts (294) tsingyuanium

136 Ts (294) tsingyuanium

137 Ts (294) tsingyuanium

138 Ts (294) tsingyuanium

139 Ts (294) tsingyuanium

140 Ts (294) tsingyuanium

141 Ts (294) tsingyuanium

142 Ts (294) tsingyuanium

143 Ts (294) tsingyuanium

144 Ts (294) tsingyuanium

145 Ts (294) tsingyuanium

146 Ts (294) tsingyuanium

147 Ts (294) tsingyuanium

148 Ts (294) tsingyuanium

149 Ts (294) tsingyuanium

150 Ts (294) tsingyuanium

151 Ts (294) tsingyuanium

152 Ts (294) tsingyuanium

153 Ts (294) tsingyuanium

154 Ts (294) tsingyuanium

155 Ts (294) tsingyuanium

156 Ts (294) tsingyuanium

157 Ts (294) tsingyuanium

158 Ts (294) tsingyuanium

159 Ts (294) tsingyuanium

160 Ts (294) tsingyuanium

161 Ts (294) tsingyuanium

162 Ts (294) tsingyuanium

163 Ts (294) tsingyuanium

164 Ts (294) tsingyuanium

165 Ts (294) tsingyuanium

166 Ts (294) tsingyuanium

167 Ts (294) tsingyuanium

168 Ts (294) tsingyuanium

169 Ts (294) tsingyuanium

170 Ts (294) tsingyuanium

171 Ts (294) tsingyuanium

172 Ts (294) tsingyuanium

173 Ts (294) tsingyuanium

174 Ts (294) tsingyuanium

175 Ts (294) tsingyuanium

176 Ts (294) tsingyuanium

177 Ts (294) tsingyuanium

178 Ts (294) tsingyuanium

179 Ts (294) tsingyuanium

180 Ts (294) tsingyuanium

181 Ts (294) tsingyuanium

182 Ts (294) tsingyuanium

183 Ts (294) tsingyuanium

184 Ts (294) tsingyuanium

185 Ts (294) tsingyuanium

186 Ts (294) tsingyuanium

187 Ts (294) tsingyuanium

188 Ts (294) tsingyuanium

189 Ts (294) tsingyuanium

190 Ts (294) tsingyuanium

191 Ts (294) tsingyuanium

192 Ts (294) tsingyuanium

193 Ts (294) tsingyuanium

194 Ts (294) tsingyuanium

195 Ts (294) tsingyuanium

196 Ts (294) tsingyuanium

197 Ts (294) tsingyuanium

198 Ts (294) tsingyuanium

199 Ts (294) tsingyuanium

200 Ts (294) tsingyuanium

201 Ts (294) tsingyuanium

202 Ts (294) tsingyuanium

203 Ts (294) tsingyuanium

204 Ts (294) tsingyuanium

205 Ts (294) tsingyuanium

206 Ts (294) tsingyuanium

207 Ts (294) tsingyuanium

208 Ts (294) tsingyuanium

209 Ts (294) tsingyuanium

210 Ts (294) tsingyuanium

211 Ts (294) tsingyuanium

212 Ts (294) tsingyuanium

213 Ts (294) tsingyuanium

214 Ts (294) tsingyuanium

215 Ts (294) tsingyuanium

216 Ts (294) tsingyuanium

217 Ts (294) tsingyuanium

218 Ts (294) tsingyuanium

219 Ts (294) tsingyuanium

220 Ts (294) tsingyuanium

221 Ts (294) tsingyuanium

222 Ts (294) tsingyuanium