



# الكيمياء

مدرسة قطر التقنية الثانوية

كتاب الطالب  
المستوى الثاني عشر

CHEMISTRY  
STUDENT BOOK

GRADE

12

الفصل الدراسي الأول  
FIRST SEMESTER



© وزارة التربية والتعليم 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 التربية والتعليم والتعليم العالي في دولة قطر.

تمّ إعداد الكتاب بالتعاون مع شركة تكنولوجيا.

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

الترجمة: مطبعة جامعة كامبريدج.



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

## النشيد الوطني

قَسَمًا بِمَنْ رَفَعَ السَّمَاءَ      قَسَمًا بِمَنْ نَشَرَ الضِّيَاءَ  
قَطْرٌ سَتَبَقَى حُرَّةً      تَسْمُو بِرُوحِ الأَوْفِيَاءِ  
سِيرُوا عَلَى نَهْجِ الأُلَى      وَعَلَى ضِيَاءِ الأَنْبِيَاءِ  
قَطْرٌ بِقَلْبِي سِيرَةٌ      عِزٌّ وَأَمْجَادُ الإِبَاءِ  
قَطْرُ الرِّجَالِ الأَوَّلِينَ      حُمَاتُنَا يَوْمَ النَّدَاءِ  
وَحَمَائِمُ يَوْمَ السَّلَامِ      جَوَارِحُ يَوْمِ الفِدَاءِ





وزارة التربية والتعليم والتعليم العالي  
Ministry of Education and Higher Education  
دولة قطر • State of Qatar

## المراجعة والتدقيق العلمي والتربوي

إدارة المناهج الدراسية ومصادر التعلم

خبرات تربوية وأكاديمية من المدارس

## الإشراف العلمي والتربوي

إدارة المناهج الدراسية ومصادر التعلم

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

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

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

يتجسّد في المنهج الجديد العديد من التّوجّهات مثل:

- تطوير المنهج لجميع المستويات الدّراسيّة بطريقة متكاملة، وذلك لتشكيل مجموعة شاملة من المفاهيم العلميّة التي تتوافق مع أعمار الطّلاب، والتي تسهم في إظهار تقدّمهم بوضوح.
- مواءمة محتوى المصادر الدّراسيّة لتتوافق مع الإطار العامّ للمنهج الوطنيّ القطريّ بغية ضمان حصول الطّلاب على المعارف والمهارات العلميّة وتطوير المواقف (وهو يُعرف بالكفايات) ممّا يجعل أداء الطّلاب يصل إلى الحدّ الأقصى.
- الانطلاق من نقطة محوريّة جديدة قوامها مهارات الاستقصاء العلميّ، ما أسّس للتّنوّع في الأنشطة والمشاريع في كتاب الطّالب.
- توزّع المعرفة والأفكار العلميّة المخصّصة لكلّ عام دراسيّ ضمن وحدات بطريقة متسلسلة مصمّمة لتحقيق التّنوّع والتّطوّر.

■ تعدّد الدّروس في كلّ وحدة، بحيث يعالج كلّ درس موضوعًا جديدًا، منطلقًا ممّا تمّ اكتسابه في الدّروس السابقة.

■ إتاحة الفرصة للطلّاب، في كلّ درسٍ، للتحقّق الدّاتيّ من معارفهم ولممارسة قدرتهم على حلّ المشكلات.

■ احتواء كلّ وحدة على تقويم للدّرس وتقويم الوحدة التي تمكّن الطّلاب والأهل والمدرّسين من تتبّع التّعلّم والأداء.

العلوم مجموعة من المعارف التي تشمل الحقائق والأشكال والنّظريّات والأفكار. ولكنّ العالم الجيّد يفهم أنّ «طريقة العمل» في العلوم أكثر أهمّيّة من المعرفة التي تحتويها.

سوف يساعد هذا الكتاب الطّلاب على تقدير جميع هذه الأبعاد واعتمادها ليصبحوا علماء ناجحين وليواجهوا مجموعة واسعة من التّحدّيات في حياتهم المهنيّة المستقبلية.

## مفتاح كفايات الإطار العام للمنهج التّعليمي الوطني لدولة قطر

الاستقصاء والبحث 

التّعاون والمشاركة 

التّواصل 

التّفكير الإبداعيّ والناقد 

حلّ المشكلات 

الكفاية العددية 

الكفاية اللغويّة 

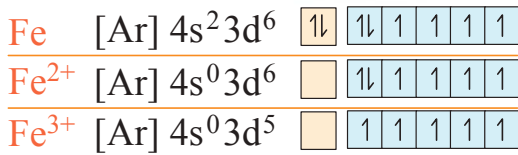
يعد كتاب الكيمياء هذا مصدرًا غنيًا ومثيرًا لاهتمام الطلاب من ضمن سلسلة كتب العلوم لدولة قطر. فهو مليء بأنماط واسعة النطاق، إضافة إلى تفاصيل أخرى دقيقة النطاق أيضًا. وأحد أكثر هذه الأنماط الواسعة النطاق هو الجدول الدوري للعناصر. فعملية تجميع العناصر ضمن مجموعات ذات خصائص فيزيائية و كيميائية مشتركة كانت الطريقة التي اكتشف مندلييف فيها السلوك الدوري لهذه العناصر، و بعد ذلك ظهرت في الجدول الدوري الحديث الأنماط المُتكررة للسالبية الكهربائية، خلال الصفوف المتتالية للجدول الدوري.



نماذج نقية من عناصر المجموعة الرابعة (IVA).

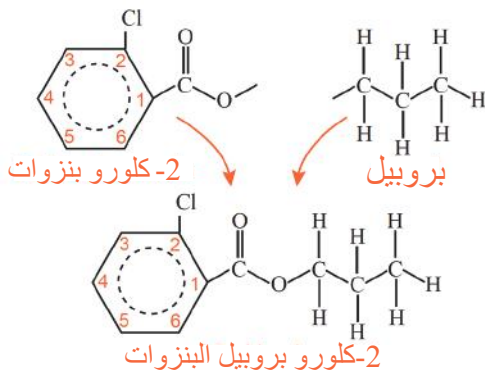
تبدأ الوحدة الأولى لهذا الفصل الدراسي بالخصائص الدورية، مثل السالبية الكهربائية، والميل الإلكتروني، ونصف القطر الذري. ثم سنناقش بعد ذلك مجموعتين مُهمّتين من العناصر بالتفصيل، هما عناصر المجموعة الرابعة IVA (14) وتتضمن الكربون، والسيليكون وكلاهما عنصران حيويان، وعناصر المجموعة السابعة VIIA (17) وهي الهالوجينات، والتي تُعدّ من أكثر العناصر تفاعلًا ونشاطًا.

الماجنيثيت



يُشكّل الحديد مُركّبات فرومغناطيسية، مثل الماجنيثيت.

وتركّز الوحدة الثانية على العناصر الانتقالية، والتي تمتلك إلكترونات في المستويات الفرعية (d). وتتضمن هذه العناصر فلزات مُهمّة مثل التيتانيوم، والفناديوم، والكروم، والحديد. وتُعدّ خصائص الترابط لهذه العناصر الانتقالية معقدة؛ ويرجع سبب ذلك إلى الطرائق المختلفة التي تندمج بها أفلاك s وأفلاك d الفرعية مع العناصر الأخرى لتشكيل روابط كيميائية. فالفلزات الانتقالية تُشكّل أيونات مُتعدّدة ذات شحنات مختلفة، بالإضافة إلى امتلاكها حالات تأكسد مُشتركة مُتعدّدة.



مركب أروماتي يحتوي على تركيب بنائي حلقي.

يُعدّ تعميق معرفتنا بالكيمياء العضوية الهدف المنشود من دراستنا للوحدة الثالثة. ابتداءً بالأشكال الهندسية الجزيئية، إضافة إلى أن هذه الوحدة ستأخذنا إلى داخل ميكانيكيات (آليات) التفاعلات العضوية، ومفهومي النيوكليوفيلات والإلكتروفييلات. أما الجزء الأخير للوحدة الثالثة فيناقش الموضوع المثير للاهتمام والمتعلّق بالمُركّبات الأروماتية التي تحتوي على حلقة بنزين واحدة.



## بعض أقسام هذا الكتاب

### الرّسوم التّوضيحية

مفاهيم مهمّة

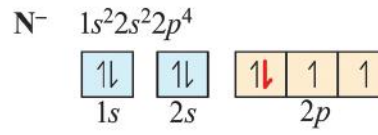
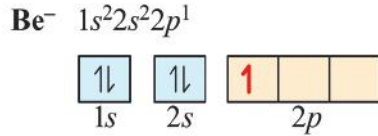
وبيانات وأمثلة على

كل فكرة جديدة

معروضة من خلال

الإيضاحات المُفصّلة

والشروحات



### أسئلة للمناقشة

ما عدد الأكاسيد المختلفة التي  
يمكن أن يكونها عنصر المنجنيز  
نظريًا؟

أسئلة المناقشة تزوّد طلاب الصف بفرصة  
مناقشة المفاهيم والمعلومات الجديدة.

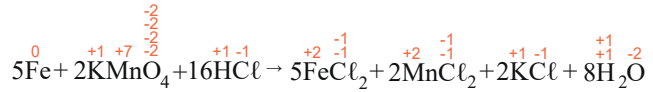
### شريط الأفكار المهمّة

تحديد النقاط الرّئيسة وتذكّرها.

اللّيجندات (المتراكبات) هي جزيئات أو أيونات سالبة ترتبط بشكل مباشر بأيون فلزّ  
مركزي ذي شحنة موجبة.

### العلاقات والمعادلات

مثّلت المعادلات الكيميائية بشكل واضح مع  
احتوائها على رموز مُلوّنة تُمثّل المعلومات  
المهمّة.



### الأمثلة

تُظهر الأمثلة جميع خطوات الحلّ والتفسير  
للحصول على حسابات صحيحة.

مثال 4

اكتب المعادلات الكيميائية الموزونة التي تصف تفاعل غاز ثاني أكسيد الكربون مع محلول هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH).

الحل

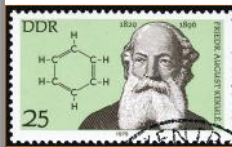
• يتفاعل غاز ثاني أكسيد الكربون مع محلول هيدروكسيد البوتاسيوم لتكوين كربونات البوتاسيوم والماء أو كربونات البوتاسيوم الهيدروجينية (بيكربونات البوتاسيوم). وازن المعادلة بعد كتابة

### العلم والعلماء

تمّ تطوير معارفنا العلميّة على مدى أكثر  
من ثلاثة آلاف عام. تُطلّعنا هذه المقالات  
على إلهام الإنسان وتبصّره في التعامل مع  
العلم والتكنولوجيا. وستتعرف إلى أشخاص  
رائعين في هذه الصفحات.

إضاءة على عالم

فريدريك أوجست كيكوله Fridrich August Kekule 1829-1896 م



الشكل 3-83 طابع بريدي ألماني شرقي يعود إلى العام 1979 م، يكرّم كيكوله، ونموذجه الأوّل لمركّب البنزين.

ولد في مدينة تعرف الآن باسم دارمشتات، في ألمانيا، في 7 من شهر سبتمبر في العام 1829 م، حيث لم يكن معروفًا باسمه الأوّل، وكان هو نفسه لا يستخدم هذا الاسم إلا نادرًا. التحق بجامعة غيسن في العام 1847 م لدراسة الهندسة المعمارية، ولكنه ألهم دراسة الكيمياء في فصله الدراسي الأوّل بعد استماعه لمحاضرات ألقاها الدكتور يوتوس فون ليبينغ. [يُعدّ ليبينغ أحد أعظم معلّمي الكيمياء على مرّ العصور ورائد النيج المخبري في التدريس].

## الأنشطة

التدرّب العملي من خلال المُختبر والمشاريع البحثية وسواهما من الأنشطة التي تُرسّخ معاني الأفكار الجديدة وتطوّر العمل المخبري.

الدرس 1-3: الأشكال الهندسية للجزيئات

1-3	الأشكال الهندسية للجزيئات والمتشكلات
سؤال الاستقصاء:	كيف يمكن أن تساعد النماذج الجزيئية في فهم الأشكال الجزيئية، المتشكلات الفراغية، ومراكز كيرالية؟ (العمل بمجموعات ثنائية).
المواد المطلوبة:	مجموعة النموذج الجزيئي
إجراءات مخبرية	

الجزيئات الأشكال الهندسية الجزيئية المتوقعة باستخدام نظرية VSEPR

## تقويم الدّرس

يتميّز كل درس بعرض يحتوي على الأسئلة التي تُغطّي جميع المفاهيم والمعلومات في هذا الدرس.

الدرس 2-2: تكوين أيونات متعددة

تقويم الدّرس 2-2

- أيّ من مجموعات الجسيمات الآتية متساوية إلكترونياً (إيزو إلكترونياً) في توزيعها الإلكتروني؟
  - Sc و  $V^{3+}$
  - Fe و  $Ni^{2+}$
  - C و  $Cr^{3+}$
  - $Zn^{2+}$  و  $Cu^{2+}$
- من أي فلك يتم فقد أول إلكترون من ذرة عنصر انتقاليّ في السلسلة الأولى لتكوين أيون موجب؟
  - 3s
  - 4s
  - 3d
  - 4d

## مراجعة الوحدة

ملخص قصير عند نهاية كل وحدة، وهو مرجع سريع للأفكار والمصطلحات الرئيسية.

الوحدة 1

مراجعة الوحدة

الدرس 1-1: توقّع الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر

- يتم ترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث اعتماداً على العدد الذري ووفق خصائصها الفيزيائية والكيميائية.
- يمكن توقّع خصائص العناصر على أساس موقعها في الجدول الدوري ضمن مجموعات ودورات.
- تزداد طاقة التأين الأولى **First ionization energy** بشكل عام عبر الدورة عند الاتجاه من اليسار إلى يمين الجدول الدوري، وتتناقص بالاتجاه من أعلى المجموعة إلى أسفلها.

## تقويم الوحدة

زوّدت كل وحدة بمجموعة من الأسئلة ذات الخيارات المتعدّدة كعيّنة تُحضّر الطالب لاختبار نموذجي.

تقويم الوحدة

7. أيّ من أزواج عناصر المجموعة الرابعة (IVA) الآتية يصف بشكل صحيح التوصيل الكهربائي الخاصة بها؟

- الجرافيت (موصل ضعيف) والقصدير (موصل جيّد)
- السليكون (موصل ضعيف) والرصاص (موصل جيّد)
- الجرمانيوم (شبه موصل) والقصدير (موصل جيّد)

## تقويم الوحدة

أسئلة الإجابات القصيرة وأسئلة الإجابات المطوّلة بُنيتا على مستويات ثلاثة من الصعوبة في نهاية كل وحدة.



تقويم الوحدة

28. من حيث النشاط والقدرة على تكوين تفاعلات انعكاسية، ما الذي يجعل كلوريدات الأسيل مثالية لإنتاج الإسترات من الكحولات والفينولات؟

29. ما الناتجان اللذان ينتجان عن عملية التحلّل المائي لمركّب كلوريد البروبانويل (propanoyl chloride)؟

الدرس 3-3: المركبات العضوية الأروماتية

30. من حيث الإلكترونات الموجودة في الروابط من نوع باي ( $\pi$ )، لماذا يُعدّ الرمز (b) هو الأفضل تمثيلاً لجزء البنزين من الرمز (a) في الشكل الموجود إلى اليسار؟

(a)  (b) 

## 1 الوحدة

## الاتّجاهات الدورية في خصائص العناصر

تبدأ الوحدة بمناقشة الخصائص الدورية الأربع المُهمّة للعناصر، وهي: نصف القطر الذريّ وطاقة التأين والميل الإلكترونيّ والسالبية الكهربائيّة. ثم نناقش بعد ذلك خصائص عناصر المجموعة الرابعة IVA (14) مثل درجات انصهارها، وتوصيلها الكهربائي، وطبيعتها الحمضية – القاعدية، والاستقرار الحراريّ لأكاسيدها. وتنتهي الوحدة الأولى بالبحث في الهالوجينات، وهي عناصر المجموعة السابعة VIIA (17)، فهذه العناصر نشطة جدًا كيميائيًا، لذلك لم يتم العثور عليها في هيئتها النقية في الطبيعة. نبحث في هذا الدرس في التدرّج في خصائص الهالوجينات الفيزيائية، ونشاطها كعوامل مؤكسدة، والاستقرار الحراريّ للهاليدات (هاليدات الهيدروجين)، وبعض تفاعلاتها المُميّزة.

## 2 الوحدة

## خصائص العناصر الانتقالية ومُرُكّباتها

يعتمد الكم الكبير والهائل من التكنولوجيا البشرية على الفلزات الانتقالية. فالحديد يُعدّ المكوّن الرئيس الموجود في الفولاذ، كما أن أنواع الفولاذ ذات القوة العالية يضاف إليها الكروم والموليبدنوم والفناديوم. وتأتي قوة الفلزات الانتقالية وخصائصها من تداخل أفلاك (s) و (d) الممتلئة بشكل جزئي. تتحد هذه العناصر بطرائق مُتعدّدة وذلك لأنها تستطيع أن تكوّن حالات تأكسد مختلفة، ممّا يُفسّر وجود عدة أكاسيد لمعظم الفلزات الإنتقالية مثال الحديد: أكسيد الحديد (III) ( $Fe_2O_3$ )، وأكسيد الحديد (II) ( $FeO$ ).

## الكيمياء العضوية

## 3

## الوحدة

تُعدّ كيمياء مُركّبات الكربون من أكثر الموضوعات تعقيدًا في العلوم. إذ تبدأ هذه الوحدة بنظرية VSEPR، والأشكال الهندسية للجزيئات. ثم نناقش بعد ذلك المُتشكّلات، فالعديد من المُركّبات العضوية المفيدة لها مُتشكّلات عديدة، ولكل منها خصائصه المختلفة. ويبحث الجزء الذي يلي ذلك من الوحدة الثالثة في ميكانيكيات ثلاثة أنواع من التفاعلات العضوية، حيث سنناقش تفاعلات الإضافة الإلكتروفيلية، وتفاعلات الاستبدال (الإحلال) النيوكليوفيلي، وتفاعلات التميّه. أما الجزء الأخير من هذه الوحدة فيركّز على المُركّبات الأروماتية، والتي تحتوي على حلقة بنزين واحدة على الأقل، (مجموعة فينيل). حيث سنتعلّم التركيب البنائي، وطرائق التسمية، وبعض أنواع التفاعلات النموذجية للمُركّبات العضوية الأروماتية التي تحتوي على حلقة بنزين واحدة.

## 1 الوحدة

### الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر ..... 2

توقّع الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر ..... 4

الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة السابعة VIIA (17) ..... 15

الدرس 1-1

الدرس 2-1

## 2 الوحدة

### خصائص العناصر الانتقالية ومركّباتها ..... 30

التوزيع الإلكتروني وخصائص عناصر السلسلة الانتقالية الأولى ..... 32

تكوين الأيونات المتعدّدة ..... 42

الدرس 1-2

الدرس 2-2

## 3 الوحدة

### الكيمياء العضوية ..... 58

الأشكال الهندسية للجزيئات ..... 60

المركّبات العضوية الأروماتية ..... 75

الدرس 1-3

الدرس 2-3



# الوحدة 1

## الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر

### Periodic Trends in Elements Properties

في هذه الوحدة

**C1201**

**الدرس 1-1:** توقّع الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر  
**الدرس 2-1:** الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة السابعة VIIA (17)

# 1

## الوحدة

### مقدّمة الوحدة

بحلول العام 1869م، استطاع العلماء اكتشاف 63 عنصرًا، ولاحظوا الكثير من أوجه التشابه في مجموعات العناصر. أدركوا أيضًا تدرُّجًا في الخصائص الفيزيائية والكيميائية لهذه العناصر. إنّ فهم طبيعة هذا التدرُّج في الخصائص يساعد العلماء على إجراء التوقّعات، ويزوّدهم بتفسيرات متعدّدة للخصائص الملحوظة لمركّبات هذه العناصر.

يراجع الدرس 1 الجدول الدوريّ الحديث، ويناقدش التدرُّج في أربعة خصائص مهمّة للعناصر، وهي: نصف القطر الذري وطاقة التأيّن الأولى والميل الإلكترونيّ والسالبية الكهربائيّة.

يبحث الدرس 2 في تدرُّج خصائص عناصر المجموعة الرابعة (IVA)، وهي: درجة الانصهار، والتوصيل الكهربائيّ، والطبيعة الحمضيّة - القاعديّة، والاستقرار الحراريّ للأكاسيد.

أمّا الدرس 3 فيبحث في عناصر المجموعة السابعة (VIIA) والتدرُّج في خصائصها الفيزيائية، ونشاطها كعوامل مؤكسدة، والاستقرار الحراريّ للهاليدات (هاليدات الهيدروجين)، وتفاعل أيونات الهاليد مع نترات الفضة متبوعة بإضافة محلول الأمونيا.

### الأنشطة والتّجارب

1-1 التدرُّج في طاقة التأيّن والميل الإلكترونيّ والسالبية الكهربائيّة.

2-1 عناصر المجموعة السابعة (VIIA): الخصائص والاتجاهات.

# الدرس 1-1

## توقع الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر Predicting Physical and Chemical properties of the elements

13 Aluminium <b>Al</b> 26.982	14 Silicon <b>Si</b> 28.085	15 Phosphorus <b>P</b> 30.974
-------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

الشكل 1-1 ثلاثة عناصر متتالية، وهي: الألومنيوم، والسيليكون، والفوسفور.

يزوّدنا الجدول الدوريّ للعناصر بالمعلومات المتوقعة حول العناصر. افترض أنّ لديك العناصر الثلاثة المتتالية، كما هو موضح في الشكل 1-1، وهي: الألومنيوم (Al)، والسيليكون (Si)، والفوسفور (P)، حيث نتوقع أن يمتلك عنصر السيليكون خصائص لها قيم تقع ما بين قيم الألومنيوم وقيم الفوسفور.

	الألومنيوم	السيليكون	الفوسفور
الكتلة الذرية النسبية	26.982 amu	28.086 amu	30.974 amu
السالبية الكهربائية	1.61	1.90	2.19
الكثافة	2.70 g/cm <sup>3</sup>	2.33 g/cm <sup>3</sup>	1.82 g/cm <sup>3</sup>

لاحظ أنّ خصائص السيليكون تقع بين خصائص الألومنيوم والفوسفور، ولاحظ أيضًا أنّ السالبية الكهربائية تزداد بازدياد الكتلة الذرية لهذه العناصر، أمّا الكثافة فتقلّ بازدياد الكتلة الذرية، وسوف يستقصي هذا الدرس أسباب هذه التدرّجات في الخصائص.

### المفردات



First ionization energy	طاقة التأين الأولى
Electron affinity	الميل الإلكتروني
Electronegativity	السالبية الكهربائية

### مخرجات التعلّم

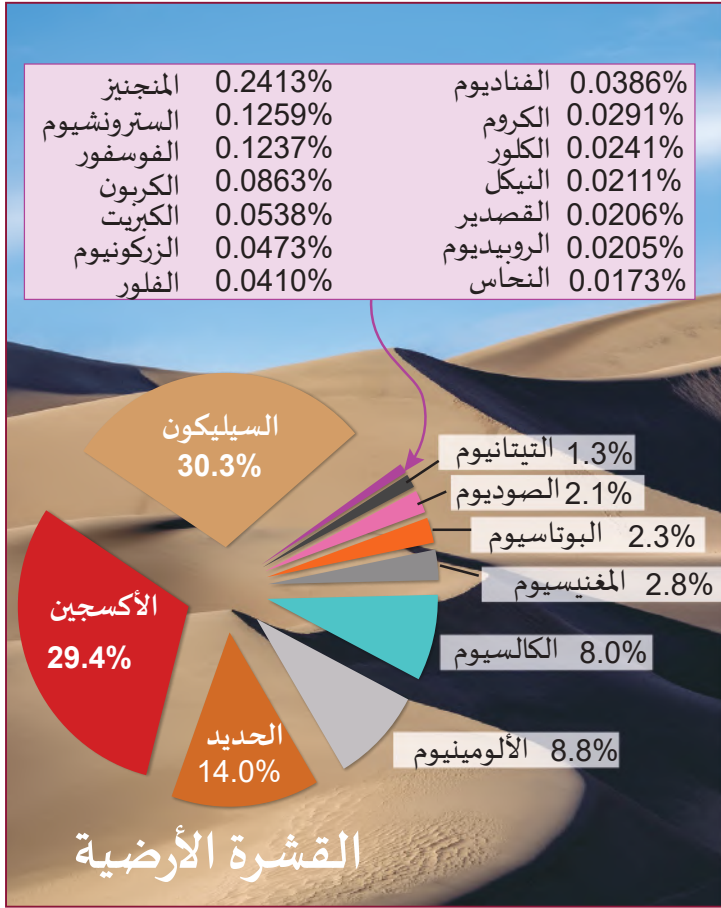
**C1201.1** يشرح العوامل المؤثرة في طاقات التأين للعناصر، والتدرّج في طاقات التأين بالاتجاه إلى يمين الدورة الواحدة، وإلى أسفل المجموعة الواحدة من الجدول الدوري.

**C1201.2** يشرح الاتجاهات الدورية في الميل الإلكتروني والسالبية الكهربائية.



## هل تعرف العناصر بشكل جيد؟

أي عنصر هو المكوّن الرئيسي للرمل ويدخل في تركيب أجهزة الحاسوب؟



الشكل 2-1 نسبة وفرة العناصر في القشرة الأرضية.

يتواجد السيليكون والأكسجين في العديد من المعادن وتسمى السيليكات ( $\text{SiO}_4^{4-}$ )، وهذان العنصران يشكلان 59.7% من القشرة الأرضية. وهذا يشمل أنواع الرمل الموجود في دولة قطر.

الشبابيك في غرفة صفك مصنوعة من زجاج جير الصودا الذي يحتوي 70% سيليكا ( $\text{SiO}_2$ ) و 11% صودا ( $\text{Na}_2\text{O}$ ) و 9% جير غير مطفأ (جير حي) ( $\text{CaO}$ ).

بعد الكربون، يعتبر السيليكون من أخف العناصر التي تكوّن أربع روابط كيميائية تساهمية. هذه الخاصية تجعل منه شبه موصل للتيار الكهربائي. جميع الأجهزة الإلكترونية تعتمد على السيليكون من بينها الحاسوب والهاتف المحمول وأجهزة التحكم في محرك السيارة والراديو.

ما العنصر الذي كثافته تساوي ضعف كثافة الرصاص، وتكون قيمته أعلى من قيمة الذهب؟



محوّل حفّاز



قطعة مجوهرات



كتلة بلاتين خام

الشكل 3-1 مواد مصنوعة من البلاتين.

يملك مكعب حجمه  $1\text{cm}^3$  من الرصاص، كتلة مقدارها 11.3 g، في الوقت الذي يملك فيه حجم مساوٍ له من البلاتين كتلة مقدارها 21.5 g. لذا، فإن البلاتين أكثر كثافة من الرصاص. إنّه فلز فضي اللون غالي الثمن، ولهذا، فإنّه يُستخدم في صناعة المجوهرات. فلز البلاتين ذو قيمة عالية في الصناعة لأنه ثابت وخامل كيميائيًا. الأسطح النشطة الموجودة في المحوّل الحفّاز المستخدم في السيارات الحديثة مصنوعة من السيراميك المطلي بالبلاتين؛ وتُستخدم أنواع الطلاء الرقيقة من البلاتين في داخل فوهات محركات الطائرات وفي حواف شفرات الحلّاقة.

## الجدول الدوري الحديث

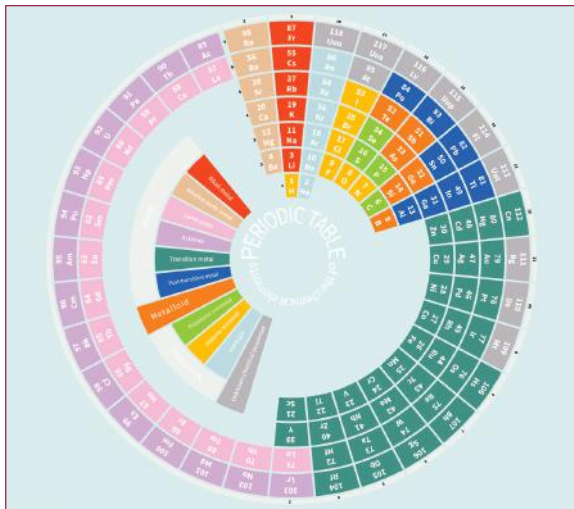
يرتب الجدول الدوري الحديث العناصر بحسب تدرج متكرر للخصائص الفيزيائية والكيميائية. يبين الشكل (1-4) تدرج نصف القطر الذري للعناصر الـ (54) الأولى في الجدول الدوري. يتناقص نصف القطر الذري عبر الدورة بالإتجاه من اليسار الى اليمين ويزيد خلال المجموعة بالإتجاه من أعلى الى أسفل.

نصف القطر الذري للعناصر الـ 54 الأولى																					
1 H 53																	2 He 32				
3 Li 167	4 Be 112															5 B 87	6 C 67	7 N 56	8 O 48	9 F 42	10 Ne 38
11 Na 190	12 Mg 145															13 Al 118	14 Si 111	15 P 98	16 S 88	17 Cl 79	18 Ar 71
19 K 243	20 Ca 194	21 Sc 184	22 Ti 176	23 V 171	24 Cr 166	25 Mn 161	26 Fe 156	27 Co 152	28 Ni 149	29 Cu 145	30 Zn 142	31 Ga 136	32 Ge 125	33 As 114	34 Se 103	35 Br 94	36 Kr 88				
37 Rb 265	38 Sr 219	39 Y 212	40 Zr 206	41 Nb 198	42 Mo 190	43 Tc 183	44 Ru 178	45 Rh 173	46 Pd 169	47 Ag 165	48 Cd 161	49 In 156	50 Sn 145	51 Sb 133	52 Te 123	53 I 115	54 Xe 108				

الشكل 1-4 التدرج في قيم أنصاف الأقطار الذرية للعناصر الـ (54) الأولى في الجدول الدوري.

عبر دورات الجدول الدوري تقل قيم نصف القطر الذري تدريجياً من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري بسبب زيادة الشحنة الموجبة للنواة مع ثبات عدد مستويات الطاقة الرئيسة مما يزيد من قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية. وخلال المجموعات من أعلى لأسفل تزداد قيم نصف القطر الذري بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسة وبالتالي تضعف قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية.

هناك خصائص أخرى لها سلوكاً مماثلاً مثل طاقة التأين والسالبية الكهربائية والميل الإلكتروني. فما هي هذه الخصائص؟ وكيف تتغير خلال الجدول الدوري؟



الشكل 1-5 جدول دوري دائري الشكل.

الجدول الدوري الحديث مفيد للغاية، إلا أنّ هنالك تصاميم أخرى، مثل التصميم الدائري (الشكل 1-5)، والتصميم ذي الأبعاد الثلاثة، تم إنشاؤها لتوضيح العلاقات المميزة بين العناصر على النحو الأفضل.

توقع درجة انصهار الصوديوم، علمًا بأنّ درجة انصهار عنصر الليثيوم هي (181 °C) ودرجة انصهار عنصر البوتاسيوم هي (63.5 °C).  
تلميح: لاحظ موقع عنصر الصوديوم في الجدول الدوري.

## طاقة التأين الأولى

طاقة التأين الأولى (IE<sub>1</sub>) First ionization energy هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأقل ارتباطاً من ذرة مفردة متعادلة الشحنة وهي في الحالة الغازية.

طاقة التأين الأولى هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأقل ارتباطاً من الذرة المفردة في حالتها الغازية.



طاقة التأين الأولى هي إحدى خصائص ذرات العناصر التي تُظهر تدرجات متوقعة، سواء عبر الدورات أو خلال المجموعات في الجدول الدوري (الشكل 6-1)؛ ويُعبّر عن قيم طاقات التأين في العادة بوحدة الكيلو جول لكل مول من الذرات (kJ/mol).

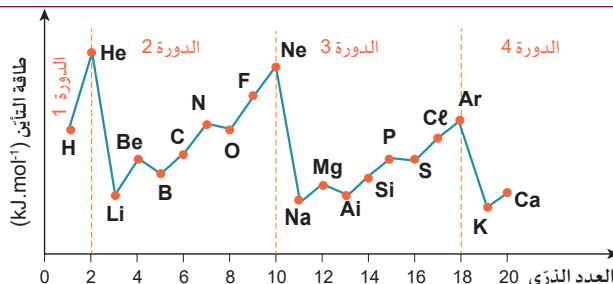
تمثل معادلة التأين الأولى لأيّ عنصر (X)، يمتلك طاقة تأين مقدارها (E) كالآتي:



### العوامل التي تؤثر في التأين الأولى:

1. نصف القطر الذري: بزيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية (زيادة نصف القطر الذري)، تقل قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فيسهل فصلها وتقل قيمة طاقة التأين الأولى.
2. الشحنة النووية: كلما ازداد عدد البروتونات ازدادت معه قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ، ويصبح فصلها أصعب، فتزيد طاقة التأين الأولى.
3. الإلكترونات الحاجبة: بزيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية الممتلئة بالإلكترونات بين النواة والإلكترونات التكافؤ يزداد تأثير الحجب، فتقل قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ، فتقل قيمة طاقة التأين الأولى.
4. التأثيرات الكمية: الإلكترونات التي تملأ فلكاً مكتملاً في مستوى الطاقة الخارجي تحتاج إلى مزيد من الطاقة لنزعها، أما الإلكترونات المنفردة الموجودة في الفلك فتحتاج إلى طاقة أقل لنزعها.

بشكل عام، تزداد طاقة التأين كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة بسبب زيادة قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية مما يؤدي إلى نقص نصف القطر الذري فيصعب فصلها.



الشكل 6-1 طاقات التأين الأولى لعناصر الدورات 1 و2 و3 و4.

قارن بين طاقات التأين لكل من: K، Kr، Br.



برأيك، كيف يمكن أن تتم المقارنة بين طاقات التأين لكل من K، Kr، Br؟

## تابع - طاقة التأين الأولى

**الجدول 1-1** طاقات التأين الأولى لعناصر المجموعة الثانية (IIA).

طاقات التأين الأولى (kJ/mol)	عناصر المجموعة الثانية (IIA)
899	Be
738	Mg
590	Ca
549	Sr
503	Ba

تتناقص طاقة التأين الأولى بالاتجاه من أعلى إلى أسفل خلال المجموعة الواحدة في الجدول الدوري، حيث يوضح الجدول 1-1 هذا التدرج عبر المجموعة الثانية (IIA). وذلك للعاملين الآتيين:

1. تزداد أنصاف الأقطار الذرية بازدياد عدد مستويات الطاقة الرئيسية المشغولة بالإلكترونات. وهذا يضع الإلكترونات الخارجية أبعد عن النواة فتقل قوة التجاذب بينها وبين النواة.

2. هنالك المزيد من الإلكترونات الحاجبة التي تقع بين الإلكترونات الخارجية والنواة (يزداد تأثير الحجب).

تتناقص طاقة التأين بشكل عام بالاتجاه من الأعلى إلى الأسفل خلال المجموعة، مع تزايد نصف القطر الذري وزيادة تأثير الحجب.



### الاستثناءات في التدرج الدوري لطاقة التأين الأولى

على الرغم من وضوح وجود التدرج لطاقات التأين الأولى عبر المجموعة والدورة، إلا أن هنالك بعض الاستثناءات بين المجموعتين الثانية والثالثة IIA و IIIA، وبين المجموعتين الخامسة والسادسة VA و VIA. طاقات التأين لعناصر الدورة الثانية مُدرجة في الجدول 2-1.

**الجدول 2-1** طاقات التأين الأولى لعناصر الدورة الثانية.

عناصر الدورة 2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
طاقات التأين الأولى (kJ/mol)	520	899	801	1086	1402	1314	1681	2081

هل يوجد استثناء مشابه في الدورة الثالثة؟ ماذا عن الدورة الرابعة؟



عنصر البورون (B) لديه نصف قطر (85 pm) أصغر من نصف قطر عنصر البريليوم (Be) (112 pm)، ولدى عنصر البورون شحنة نووية (+5) أكبر من الشحنة النووية للبريليوم (+4). لذا، فإننا نتوقع أن يمتلك عنصر البورون طاقة تأين أولى أكبر من طاقة التأين الأولى لعنصر البريليوم.

مع ذلك، فإن طاقة التأين الأولى للبورون أقل من طاقة التأين الأولى للبريليوم، لأن البورون لديه إلكترون إضافي في المستوى الفرعي (2p) الأبعد نسبياً عن النواة. أمّا البريليوم فله إلكترونات تكافؤ في المستوى الفرعي (2s) الممتلئ بالإلكترونات، ما يعطي العنصر استقراراً أكثر. لهذا، فإنّ ازدياد الحجب من قبل الإلكترونات الموجودة في المستويين الفرعيين (2s و 1s) يقلل الجذب بالنسبة إلى الإلكترون الموجود في المستوى الفرعي (2p).

Be 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>	↑↓ 1s	↑↓ 2s	□ □ □ 2p
B 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	↑↓ 1s	↑↓ 2s	↑ □ □ 2p

**الشكل 7-1** التوزيع الإلكتروني للعنصرين: البورون والبريليوم.

## تابع - طاقة التأين الأولى

لوحظ استثناء آخر بين طاقتي التأين الأولى لكل من النيتروجين (1,402 kJ/mol) والأكسجين (1,314 kJ/mol) فاستنادًا إلى قيم نصف القطر الذري والشحنة النووية، يمكننا أن نتوقع أن الأكسجين يمتلك طاقة تأين أولى أكبر من النيتروجين؛ ولكن هذا ليس صحيحًا، بل هو استثناء، سببه الكيفية التي ترتبت بها الإلكترونات الخارجية في أفلاك (2p). لذا، فإنك تلاحظ في الشكل 8-1 أن الإلكترون الإضافي الموجود في

N	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$
		1s	2s	2p		
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$
		1s	2s	2p		

الأكسجين يقترن بالإلكترون المنفرد الموجود في فلك (2p) الأول ليشكلا زوجًا من الإلكترونات.

إن اقتران إلكترونين بآخر وتشكيله زوجًا من الإلكترونات ينتجان تنافرًا

بين الإلكترونين في الفلك الواحد، الشكل 8-1 التوزيع الإلكتروني لعنصري النيتروجين والأكسجين.

هذا التنافر يقلل من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون. لهذا، فإن الأكسجين يمتلك طاقة تأين أولى أقل من تلك التي يمتلكها النيتروجين (المستوى الفرعي (p) النصف ممتلئ بالإلكترونات أكثر استقرارًا).

### التدرجات في طاقات التأين الثانية والتي تليها

طاقة التأين الثانية ( $IE_2$ ) هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأقل ارتباطًا من الأيون الذي يحمل الشحنة +1 عندما يكون في حالته الغازية؛ ويحدث هذا بعد أن يتم نزع الإلكترون الأول بالفعل.

تمثل معادلة التأين الثانية لأيون ( $X^+$ ) لديه طاقة تأين ثانية ( $IE_2$ ) كالآتي:



يحتوي الجدول 3-1 قيم طاقات التأين المتتالية لعناصر الدورة الثالثة.

الجدول 3-1 قيم طاقات التأين المتتالية لعناصر الدورة الثالثة بوحدة kJ/mol.

لماذا تزداد طاقة التأين الثانية عن الأولى والثالثة عن الثانية؟ فسر اجابتك من حيث نصف قطر الأيون وزيادة الشحنة النووية؟

IE	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
$IE_1$	496	738	578	787	1,012	1,000	1,251	1,520
$IE_2$	4,562	1,451	1,817	1,577	1,903	2,251	2,297	2,665
$IE_3$	6,912	7,733	2,745	3,231	2,912	3,361	3,822	3,931
$IE_4$	9,543	10,540	11,575	4,356	4,956	4,564	5,158	5,770
$IE_5$	13,353	13,630	14,830	16,091	6,273	7,013	6,540	7,238
$IE_6$	16,610	17,995	18,376	19,784	22,233	8,495	9,458	8,781
$IE_7$	20,114	21,703	23,293	23,783	25,397	27,106	11,020	11,995

لاحظ التدرج الرئيس الآتي:

- عندما يتم نزع الإلكترونات المتتالية من حول النواة لنفس العنصر، تزداد طاقة التأين. لذلك، فإن كل طاقة تأين تالية تكون أكبر من التي قبلها.

$$IE_1 < IE_2 < IE_3 < IE_4 < IE_5 < IE_6 < IE_7$$

- تحدث قفزة كبيرة لقيمة طاقة التأين عندما يتم نزع إلكترون داخلي (ليس إلكترون تكافؤ) من مستوى طاقة رئيس داخلي.

هل يمكنك استنتاج التوزيع الإلكتروني لكل عنصر من العناصر الموجودة في جدول طاقات التأين؟

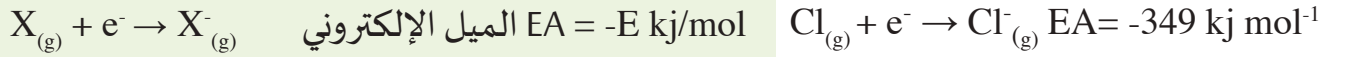
## الميل الإلكتروني

**الميل الإلكتروني (EA) Electron affinity** هو كمية الطاقة المنطلقة أو الممتصة (التغير في الطاقة) عندما يتم إضافة إلكترون إلى ذرة متعادلة كهربائياً وهي في الحالة الغازية لتكوين أيون سالب.

الميل الإلكتروني هو التغير في الطاقة الذي يحدث عندما تكتسب ذرة في الحالة الغازية إلكترونًا وتكون أيونًا سالبًا.



يتم تمثيل الميل الإلكتروني للعنصر X كما يأتي:



**الجدول 4-1** قيم الميل الإلكتروني لبعض العناصر المختارة بوحدة kJ/mol.

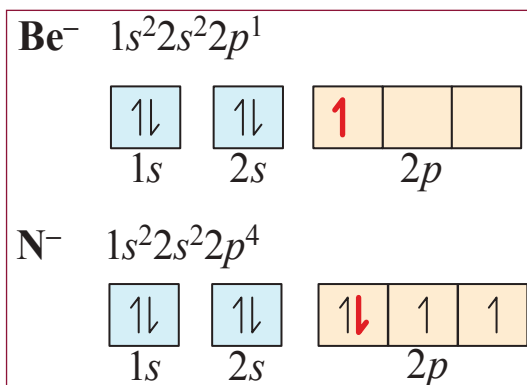
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H -73							He >0
Li -60	Be >0	B -27	C -122	N >0	O -141	F -328	Ne >0
Na -53	Mg >0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar >0
K -48	Ca -2	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0
Rb -47	Sr -5	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0

إنَّ قيم الميل الإلكتروني السالبة شائعة، وتمثل نظامًا يُطلق طاقة؛ ويبين الجدول 4-1 قيم الميل الإلكتروني لبعض العناصر المختارة.

لا يوجد تدرج منتظم خلال المجموعة في قيم الميل الإلكتروني، لأن الطاقة المصاحبة لكسب إلكترون واحد تعتمد بشكل كبير على تفاصيل التركيب الإلكتروني؛ في الغالب، تصبح قيمة الميل الإلكتروني سالبة بشكل أكبر عند

الاتجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، إلا أنَّ هنالك الكثير من الاستثناءات.

على سبيل المثال، إنَّ قيمة الميل الإلكتروني في الدورة الثانية ذات قيمة سالبة أكبر عند التحرك من الليثيوم إلى الفلور، إلا أنَّ البريليوم والنيروجين كليهما يمتلكان قيمة ميل إلكتروني موجبة، لأنَّ عنصر Be يمتلك



**الشكل 9-1** التوزيع الإلكتروني لأيون Be<sup>-</sup>، وأيون N<sup>-</sup>.

توزيعًا إلكترونيًا ممتلئًا وأكثر استقرارًا لإلكترونات التكافؤ هو (2s<sup>2</sup>). وأيُّ إلكترون إضافي يجب أن يتوجّه إلى المستوى الفرعي (2p) الفارغ، ويحتاج هذا إلى طاقة إضافية. أمَّا عنصر النيتروجين، فيمتلك توزيعًا إلكترونيًا نصف ممتلئ وأكثر استقرارًا لإلكترونات التكافؤ هو 2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup> الذي يحتوي على (3) إلكترونات غير مرتبطة، وموجودة في أفلاك (p) مع إضافة إلكترون رابع إلى فلك (p) سيحتاج إلى طاقة، إنَّ هذا الإلكترون سيتعرّض لقوة تنافر كبيرة من قبل الإلكترونات الثلاثة الأخرى غير المرتبطة والموجودة في أفلاك (p) (الشكل 9-1).



أيُّ غاز نبيل يجب أن يمتلك أكبر قيمة طاقة ميل إلكتروني موجبة؟ ولماذا؟

تلميح: استخدم قيم الميل الإلكتروني من مجموعات أخرى.

من المعروف أن قيم الميل الإلكتروني للغازات النبيلة (عناصر المجموعة الثامنة VIIIA) جميعها موجبة. وإنَّ إضافة أيُّ إلكترون إلى أيّة ذرة غاز نبيل تضع ذلك الإلكترون في مستوى طاقة رئيس جديد غير مشغول بالإلكترونات، وهذا يحتاج إلى طاقة.

## السالبية الكهربائية

**السالبية الكهربائية Electronegativity** هي القدرة النسبية للذرة على جذب الإلكترونات الموجودة في الرابطة الكيميائية. وقد طور العالم لويس بولينج (1901-1994م) هذا المقياس، فعين بشكل عشوائي الذرة التي لها القدرة الأكبر على جذب الإلكترونات، وهي ذرة الفلور، والتي تمتلك سالبية كهربائية مقدارها (3.98) تقريباً، أما قيم السالبية الكهربائية للذرات الأخرى جميعها، فقد تم ترتيبها وفقاً لذلك (الجدول 5-1)، بالإضافة إلى أن السالبية الكهربائية ليس لها وحدة قياس.

السالبية الكهربائية هي مقياس قدرة الذرة على جذب الإلكترونات الموجودة في الرابطة الكيميائية.



الجدول 5-1 قيم السالبية الكهربائية.

1																	2		
H																	He		
2.20																			
3	4													5	6	7	8	9	10
Li	Be													B	C	N	O	F	Ne
0.98	1.57													2.04	2.55	3.04	3.44	3.98	
11	12													13	14	15	16	17	18
Na	Mg													Al	Si	P	S	Cl	Ar
0.93	1.31													1.61	1.90	2.19	2.58	3.16	
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		
0.82	1.00	1.36	1.54	1.63	1.66	1.55	1.83	1.88	1.91	1.90	1.65	1.81	2.01	2.18	2.55	2.96	3.00		
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
0.82	0.95	1.22	1.33	1.6	2.16	1.9	2.2	2.28	2.20	1.93	1.69	1.78	1.96	2.05	2.1	2.66	2.60		

يتناسب التدرج في قيم السالبية الكهربائية عبر الدورات والمجموعات في الجدول الدوري عكسياً مع التغير في قيم نصف القطر الذري للعناصر. بشكل عام، عند الإتجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة في الجدول الدوري، وبسبب زيادة العدد الذري، تزداد الشحنة الموجبة للنواة، والتي تعمل على زيادة قوى الجذب ونقص نصف القطر الذري فتزيد قدرة الذرة على جذب إلكترونات التكافؤ فتزداد السالبية الكهربائية.

تزداد السالبية الكهربائية بشكل عام من اليسار إلى اليمين عبر الدورة في الجدول الدوري.



بالإتجاه خلال المجموعة من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري، يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية، والذي يؤدي إلى زيادة الحجم الذري وزيادة تأثير حجب الإلكترونات ونقص قوة جذب النواة، فتقل قدرة الذرة على جذب إلكترونات التكافؤ وتقل قيم السالبية الكهربائية.

تتناقص السالبية الكهربائية بشكل عام من الأعلى إلى الأسفل خلال المجموعة في الجدول الدوري.



لا تميل الغازات النبيلة إلى جذب الإلكترونات. ولهذا السبب، فإن بعضها لا يمتلك سالبية كهربائية. ولكن، قد تكون بعض ذرات الغازات النبيلة ذات الحجم الكبير روابطاً تساهمية في ظروف خاصة ومحددة، مثل الكربتون والزينون. لذا، فإن من المحتمل أن نحدد قيمة السالبية الكهربائية لهذه العناصر.

## مثال 1

باستخدام الجدول الدوري فقط، أيُّ من البريليوم (Be) أو السترونشيوم (Sr) يمكن أن يمتلك طاقة التأين الأولى الأعلى؟

### الحلّ

- يقع البريليوم والسترونشيوم كلاهما في المجموعة نفسها.
- تتناقص طاقة التأين بشكل عام بالاتجاه خلال المجموعة من الأعلى إلى الأسفل بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة وبالتالي يزداد نصف القطر الذري ويزداد تأثير الحجب وتقلّ قوّة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ، فيسهل فصلها.
- نتوقع أن يمتلك البريليوم طاقة التأين الأولى الأعلى، لأنه موجود في موقع أعلى من السترونشيوم في المجموعة.

## مثال 2

باستخدام الجدول الدوري فقط، أيُّ من البورون (B) أو الأكسجين (O) يمكن أن يمتلك قيمة الميل الإلكتروني السالبة الأكبر؟

### الحلّ

- يقع البورون والأكسجين كلاهما في الدورة نفسها.
- تصبح قيمة الميل الإلكتروني بشكل عام ذات قيمة سالبة أكبر، بالاتجاه عبر الدورة من اليسار إلى اليمين ، ولأنّ العدد الذري للأكسجين أكبر فتزداد قوى جذب النواة ويقلّ نصف القطر الذري، ما يزيد جذب النواة للإلكترونات المضاف أكثر من البورون.
- نتوقع أن يمتلك الأكسجين قيمة الميل الإلكتروني السالبة الأكبر، لأنه موجود في موقع أبعد إلى اليمين من البورون في الدورة.

## مثال 3

باستخدام الجدول الدوري فقط، أيُّ من الفوسفور (P) والأنتيمون (Sb) يمكن أن يمتلك السالبية الكهربية الأعلى؟

### الحلّ

- يقع الفوسفور والأنتيمون كلاهما في المجموعة نفسها.
- تتناقص السالبية الكهربية بشكل عام بالاتجاه خلال المجموعة من الأعلى إلى الأسفل بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية، والتي تؤدي إلى زيادة الحجم الذري مع نقص قوّة الجذب للنواة، فتقلّ قدرة الذرة على جذب إلكترونات التكافؤ.
- نتوقع أن يمتلك الفوسفور السالبية الكهربية الأعلى لأنه موجود في موقع أعلى من الأنتيمون في المجموعة.





## التدرج في طاقة التأين والميل الإلكتروني والسالبية الكهربائية

1-1

هل يمكن استنتاج التدرجات في طاقة التأين والميل الإلكتروني والسالبية الكهربائية وهل يمكن تفسيرها من البيانات؟	سؤال الاستقصاء
جداول بيانات، ورقة رسم بياني.	المواد المطلوبة

### الخطوات

1. باستخدام قيم طاقات التأين الأولى الموجودة لديك في الجدولين: 1-1 و 2-1، أنشئ الرسم البياني لطاقة التأين الأولى ( $IE_1$ ) في مقابل العدد الذري لعناصر الدورة الثانية. انشئ رسماً بيانياً ثانياً لطاقة التأين الأولى ( $IE_1$ ) في مقابل العدد الذري لعناصر المجموعة الثانية (IIA) من الجدول الدوري.
2. اذكر التدرج في قيم طاقة التأين لكل رسم بياني عندما يزداد العدد الذري.
3. باستخدام قيم طاقات التأين المتتالية الموجودة في الجدول 3-1، ارسم رسماً بيانياً يوضح التغيير في طاقة التأين في مقابل عدد الإلكترونات المنزوعة من عنصر الألومنيوم.
4. اكتب توزيع أوفباو الإلكتروني للألومنيوم، وفسّر القفزة الكبيرة في طاقة التأين عندما يتم نزع الإلكترون الرابع.
5. باستخدام جدول بيانات قيم الميل الإلكتروني لعناصر الدورة الرابعة الموجود لديك، ارسم رسماً بيانياً يوضح التغيير في قيم الميل الإلكتروني في مقابل العدد الذري، وحدد التدرج العام لهذه القيم.
6. باستخدام جدول بيانات قيم السالبية الكهربائية لعناصر المجموعة السابعة (VIIA) الموجود لديك، ارسم رسماً بيانياً يوضح التغيير في السالبية الكهربائية في مقابل العدد الذري، وحدد التدرج العام لهذه القيم وفسرها من حيث نصف القطر الذري.

### الأسئلة

- a. اكتب التوزيع الإلكتروني بطريقة أوفباو لعناصر الدورة الثانية المستخدمة في الرسم البياني الأول، واذكر كيف يتغير عدد مستويات الطاقة الرئيسية المشغولة بالإلكترونات، وكيف يتغير عدد الإلكترونات الحالبة، وكيف تتغير الشحنة النووية. ثم اذكر كيف يتغير نصف القطر الذري. فسّر التدرج في قيم طاقة التأين الأولى عبر الدورة من حيث نصف القطر الذري.
- b. كزّر ما قمت به في السؤال a، لعناصر المجموعة الثانية (IIA).
- c. أعطيت طاقات التأين المتتالية لعنصر ما (من  $IE_1$  إلى  $IE_5$ ) بوحدة  $\text{kJ/mol}$ ، على النحو الآتي: 738 و 1,451 و 7,733 و 10,543 و 13,630. اكتب التوزيع الإلكتروني العام لمستوى الطاقة الخارجي لهذا العنصر.
- d. فسّر سبب امتلاك عنصر المغنيسيوم (Mg) قيمة ميل إلكتروني ذات قيمة موجبة أكثر من عنصر الصوديوم (Na).
- e. قارن بين الميل الإلكتروني والسالبية الكهربائية.

1. أيُّ من قيم طاقة التأيّن الأولى الآتية هي الأكثر احتمالاً لعنصر السيليكون، عندما تكون طاقة التأيّن الأولى لعنصر الفوسفور تساوي 1,012 kJ/mol؟

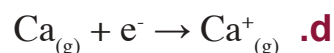
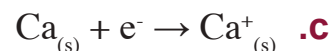
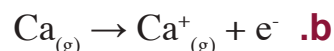
a. 496 kJ/mol

b. 787 kJ/mol

c. 1,251 kJ/mol

d. 1,520 kJ/mol

2. أيُّ من المعادلات الآتية تمثّل المعادلة التي تصف طاقة التأيّن الأولى لذرة الكالسيوم؟



3. بشكل عام، ما الذي يحدث لقيم طاقات التأيّن الأولى بالإتجاه خلال المجموعة من الأعلى إلى الأسفل، وعبر الدورة من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري على التوالي؟

a. تزداد، تزداد

b. تزداد، تتناقص

c. تتناقص، تزداد

d. تتناقص، تتناقص

4. لماذا يمتلك النيتروجين قيمة ميل إلكترونيّ موجبة مقارنة مع الكربون؟

a. لأنّ الإلكترون المضاف سيزدوج مع إلكترون آخر في فلك.

b. لأنّ الإلكترون المضاف سيوضع في مستوى طاقة رئيس غير مشغول بأيّة إلكترونات من قبل.

c. لأنّ الإلكترون المضاف سيوضع في فلك غير مشغول بأيّة إلكترونات من قبل.

d. لأنّ النيتروجين يمتلك نصف قطر ذريّ أصغر من نصف القطر الذريّ للكربون.

5. أكمل الجدول الآتي للمقارنة بين الميل الإلكترونيّ والسالبية الكهربائيّة.

وجه المقارنة	الميل الإلكتروني	السالبية الكهربائيّة
1. التعريف:		
2. الوحدة:		
3. قيمة حقيقية أم نسبية:		

6. بشكل عام، لماذا تزداد السالبية الكهربائيّة عبر الدورة من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري؟

## الدرس 1-2

# الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة السابعة (17) VIIA

## Descriptive Chemistry of the Group VIIA (17) Elements

9 F fluorine	
17 Cl chlorine	
35 Br bromine	
53 I iodine	
85 At astatine	
117 Ts tennessine	

الشكل 10-1 (a) غاز الفلور، (b) غاز الكلور، (c) البروم في هيئة سائل وبخار، (d) بلورات اليود.

تُسمّى عناصر المجموعة السابعة (VIIA) مجموعة الهالوجينات **Halogens** (انظر الشكل 10-1)، وإليك عناصر هذه المجموعة مرتّبة بحسب تزايد عددها الذري:

- الفلور (F) Fluorine
- الكلور (Cl) Chlorine
- البروم (Br) Bromine
- اليود (I) Iodine
- الأستاتين (At) (مادة مشعّة)
- التينيسين (Ts) (مادة مشعّة)

عند الانتقال في المجموعة السابعة (VIIA) من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري، يزداد نصف القطر الذري للذرات، وتقلّ طاقة تأيئها. تقع الهالوجينات إلى أقصى يمين الجدول الدوري، لذلك، فإنّها جميعًا لافلزّات، وتمتلك جميعها التوزيع الإلكتروني لإلكترونات التكافؤ في هيئة  $ns^2np^5$ .

### المفردات



Halogens	الهالوجينات
Oxidizing agent	العامل المؤكسد

### مخرجات التعلّم

**C1201.4** يلخّص التدرّج ويشرحه في الخصائص الآتية أسفل المجموعة السابعة (VIIA):

- الخصائص الفيزيائية.
- نشاط العناصر كعوامل مؤكسدة.
- الاستقرار الحراري للهاليدات أو هاليدات الهيدروجين.
- تفاعل أيونات الهاليد مع محلول نترات الفضة متبوعة بإضافة محلول الأمونيا.

## ما الخصائص المميزة لعناصر المجموعة السابعة (VIIA)؟

هل يمكنك تسمية استخدامين في حياتك اليومية للفلور؟

هل يمكنك تسمية استخدامين في حياتك اليومية للكور أو اليود؟



الشكل 11-1 منتجات تحتوي على الفلور أو الكور أو اليود.

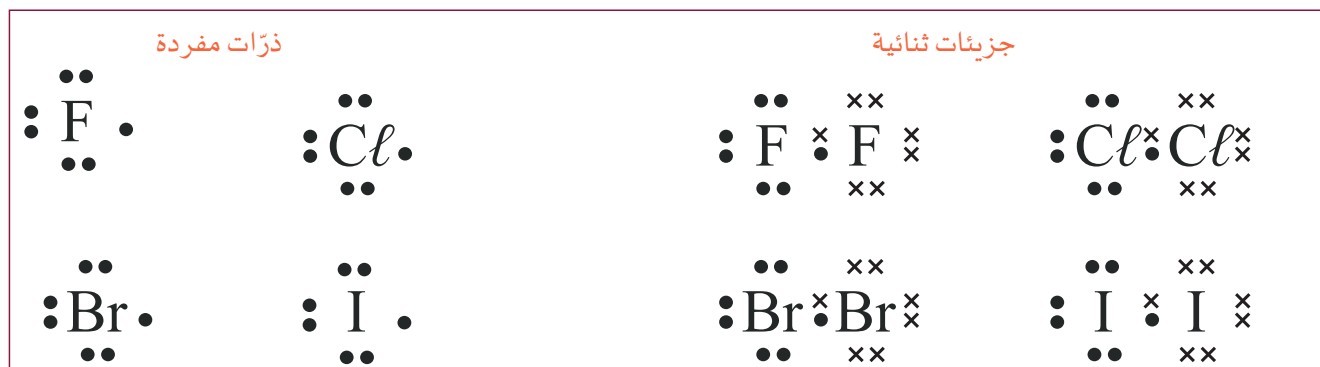
جميع العناصر النقيّة الموجودة في المجموعة السابعة (VIIA)، والتي يُطلق عليها **الهالوجينات Halogens**، تُعدّ موادّ سامة، ونشطة كيميائيًا، وخطرة في الوقت نفسه. أمّا عندما تكون في هيئة مركّبات، فإنّها تكون في غاية الأهمية لحياتنا. ربّما يكون لديك تعامل مباشر مع ثلاثة منها على الأقلّ يوميًا: إنّ مركّب فلوريد الصوديوم (NaF) الموجود في معجون الأسنان يساعد على منع تسوّس الأسنان. أمّا مركّب هيبوكلورايت الصوديوم (NaClO) الموجود في مبيّض الملابس، فإنّه يؤكسد البقع ويجعل الملابس نظيفة وناضعة. ويُعدّ اليود الموجود في الملح من المعادن الرئيسة والضروريّة لجسمك.

الجدول 6-1 حالات عناصر المجموعة السابعة (VIIA)، وخصائص مختارة لها.

النشاط الكيميائي	فلزّ أو لافلزّ	حالة التأكسد (الشائعة المحتملة)	درجة الغليان (°C)	درجة الإنصهار (°C)	التوصيف	
فائق النشاط، مسبّب للتآكل	لافلزّ قويّ جدًّا	-1	-188	-219	غاز سامّ أصفر اللون، يمتلك السالبية الكهربائيّة الأعلى	F <sub>2</sub> الفلور
نشاط مرتفع جدًّا مسبّب للتآكل	لافلزّ قويّ	-1 +1, +3, +5, +7	-34	-101	غاز أصفر - مخضّرّ سامّ	Cl <sub>2</sub> الكور
نشاط جيد جدًّا مسبّب للتآكل	لافلزّ	-1 +1, +3, +5, +7	60	-7	سائل أحمر - بّي كثيف	Br <sub>2</sub> البروم
نشاط جيد	لافلزّ	-1 +1, +3, +5, +7	185	114	صلب أسود - رماديّ له مظهر الفلزّ	I <sub>2</sub> اليود
*	*	*	*	*	عنصر مشعّ طبيعيّ نادر الوجود	At <sub>2</sub> الأستاتين
*	*	*	*	*	عنصر مشعّ صناعيّ فترة عمر النصف له قصيرة	Ts <sub>2</sub> التنيسين

## الهالوجينات كعناصر نقيّة

توجد الهالوجينات طبيعيًا في هيئة جزيئات ثنائية الذرة. الفلور ( $F_2$ ) والكلور ( $Cl_2$ ) هما غازان عند درجة حرارة الغرفة. أما البروم ( $Br_2$ ) فهو سائل، واليود ( $I_2$ ) صلب. يبيّن الشكل 12-1 تمثيل لويس النقطي لهذه الجزيئات الثنائية.



الشكل 12-1 تمثيل لويس النقطي لذرات وجزيئات الهالوجين.

يُلاحظ أن البروم واليود كليهما يمتلكان أبخرة نتيجة وجود هذه المواد كجزيئات غير قطبيّة ثنائيّة الذرة ولضعف قوى الترابط بين جزيئاتها.

العبوة التي تحتوي على البروم السائل ستبدو دائمًا ممتلئة تقريبًا، لأن أبخرة البروم ستملأ الفراغ وتتركز فوق سطح البروم السائل، حيث يتكوّن البخار السامّ في هيئة غاز بني داكن يملأ العبوة بأكملها.



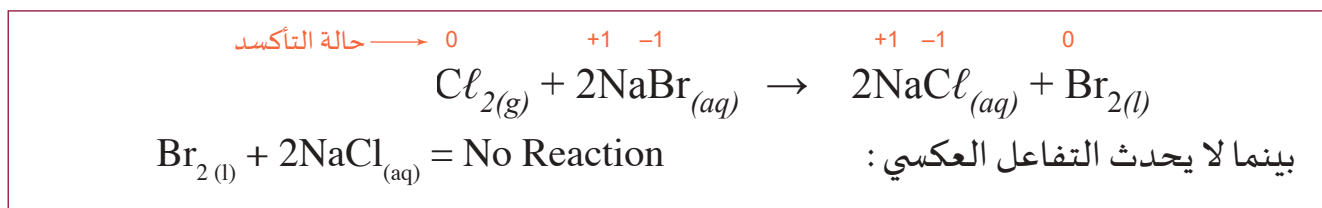
الشكل 13-1 عمليّة تسامي اليود.

يبيّن الشكل 13-1 تجربة يتمّ فيها تسخين عيّنة من بلّورات اليود بلطف باستخدام موقد كحوليّ، ويغطى الدورق الذي يحتوي على اليود بصحن زجاجي شفاف يحتوي على ثلج وماء. وعندما ترتفع درجة حرارة البلّورات، سيلاحظ ارتفاع بخار ذو لون بنفسجي غامق يصدر عن بلّورات اليود؛ إلا أن هذا البخار سامّ، ويجب أخذ الحيطة والحذر لئلا يتسرّب أيّ من هذا البخار من وعاء التجربة. لذلك، فإنّ تنفيذ هذه التجربة يتمّ في داخل خزانة الأبخرة.

عند تسخين دورق بداخله بلّورات يود، يوضع ثلج على الصحن الزجاجي الذي يغطّيه، كما هو مبين في الشكل 13-1 فسّر الهدف من ذلك.

## تدرج نشاط العناصر بوصفها عوامل مؤكسدة

**العامل المؤكسد Oxidizing agent** هو المادة التي تُختزل فتكتسب الإلكترونات من مادة أخرى أثناء التفاعل، وتتسبب في تأكسدها. ويبين الشكل 14-1 مثالاً على عملية تأكسد بروميد الصوديوم بواسطة الكلور، تتغير حالة تأكسد الكلور من (0) إلى (-1)، لأن الكلور يكتسب إلكترونًا من أيون البروميد في تفاعل الإحلال الآتي:



**الشكل 14-1** التفاعل الذي يؤكسد فيه الكلور أيون البروميد.

تجذب العناصر التي تمتلك سالبية كهربائية عالية الإلكترونات بقوة في الرابطة الكيميائية، لذلك، فهي عوامل مؤكسدة جيدة. تمتلك عناصر المجموعة السابعة (VIIA) سالبية كهربائية هي الأعلى، لذلك، فهي عوامل مؤكسدة قوية ويستطيع الهالوجين الأقوى كعامل مؤكسد أن يحل محل أيون الهاليد للهالوجين الأقل قوة كعامل مؤكسد (الشكل 14-1).

كما هو مبين في الجدول 7-1، تتدرج قوة العامل المؤكسد لعناصر المجموعة السابعة (VIIA) بتناسب طردي مع السالبية الكهربائية، وتناسب عكسي مع نصف القطر الذري.

**الجدول 7-1** قوة عناصر المجموعة السابعة (VIIA) بوصفها عاملاً مؤكسداً.

العنصر	العامل المؤكسد	السالبية الكهربائية	نصف القطر الذري (pm)
الفلور	الأقوى	4.0	72
الكلور	↓	3.0	99
البروم		2.8	114
اليود		الأضعف	2.5

### مثال 4

استناداً إلى الجدول الدوري فقط، أي من عناصر المجموعة السابعة (VIIA) سوف يؤكسد أيون اليوديد، ولا يؤكسد أيون الكلوريد؟

### الحل

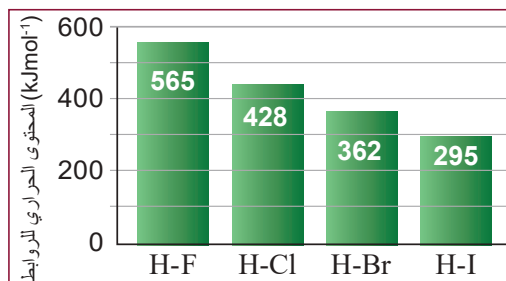
- عناصر المجموعة السابعة (VIIA) التي تقع جميعها فوق عنصر اليود هي عبارة عن عوامل مؤكسدة أقوى من اليود، وهي: الفلور، والكلور، والبروم.
- عناصر المجموعة السابعة (VIIA) التي تقع جميعها تحت الكلور هي عبارة عن عوامل مؤكسدة أضعف من الكلور، وهي: البروم، واليود.
- لذا، فالجواب هو البروم.

## الاستقرار الحراري للهاليدات

- الهاليدات مركبات ثنائية الذرة يكون أحد العناصر فيها هو أيون هالوجين (هاليد).
- تعتبر الهاليدات من أهم الأملاح، مثال كلوريد الصوديوم (NaCl) ويوديد البوتاسيوم (KI) وفلوريد المغنيسيوم (MgF<sub>2</sub>).
- هاليدات العناصر الانتقالية تتضمن شحنات أيونات مختلفة مثال كلوريد الحديد (II) (FeCl<sub>2</sub>) وكلوريد الحديد (III) (FeCl<sub>3</sub>) وكلوريد النحاس (I) CuCl وكلوريد النحاس (II) (CuCl<sub>2</sub>).
- مركبات هاليدات الفلزات جميعها تكون بلورات أيونية مستقرة لذلك نجد درجة انصهار هذه المركبات عالية نسبيًا.
- الهاليدات العضوية التي تضم مركبات الكلورو فلورو كربون، مثال تلك التي تُستخدم كغاز مبرد في الثلاجات، الفريون (CCl<sub>2</sub>F<sub>2</sub>) وهاليدات الألكيل، مثال كلوريد الميثيلين (CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>).
- مركبات هاليدات الهيدروجين هي مركبات تساهمية قطبية. HF، HCl، HBr، HI لديها درجة انصهار منخفضة جدًا، وجميعها مركبات غازية عند درجة حرارة الغرفة. (الجدول 8-1).
- المحتوى الحراري لروابط هذه المركبات يتناقص بالإتجاه خلال المجموعة من أعلى إلى أسفل (الشكل 15-1) وبالتالي تضعف الرابطة (H-X) ويقل الثبات والاستقرار الحراري لمركبات هاليدات الهيدروجين.

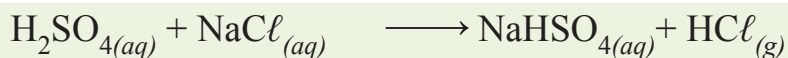
الجدول 8-1 درجات انصهار هاليدات الهيدروجين.

المركب	درجة الانصهار (°C)	المركب	درجة الانصهار (°C)
HF	-84	HBr	-87
HCl	-114	HI	-51



الشكل 15-1 المحتوى الحراري للروابط المكونة لمركبات هاليدات الهيدروجين

- مركبات هاليدات الهيدروجين قابلة للذوبان في الماء وتكون محاليل حمضية. هذه المحاليل معظمها أحماض قوية حيث تزداد قوتها بالإتجاه لأسفل المجموعة نتيجة تفككها في الماء بسبب ضعف قوة الرابطة H-X وزيادة طولها لتنتج أيونات الهيدروجين H<sup>+</sup>.
- الطريقة المثلى لتحضير هاليدات الهيدروجين هي عن طريق تفاعل حمض الكبريتيك مع ملح هاليدات الصوديوم. على سبيل المثال يحضر كلوريد الهيدروجين من خلال تفاعل حمض الكبريتيك مع كلوريد الصوديوم كما هو مبين بالمعادلة الكيميائية الآتية:



### مثال 5

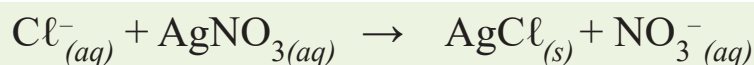
فسر: يوديد الهيدروجين HI أقل ثباتًا واستقرارًا حراريًا من كلوريد الهيدروجين HCl؟

### الحل

- الرابطة بين الهيدروجين وأيون اليوديد أكثر طولًا وأضعف من الرابطة بين ذرة الهيدروجين وأيون الكلوريد. لذلك يحتاج يوديد الهيدروجين إلى طاقة أقل لكي يتفكك.

## الكشف عن أيون الهاليد باستخدام نترات الفضة ومحلل الأمونيا

يمكن الكشف عن وجود أيونات الكلوريد ( $Cl^-$ ) وأيونات البروميد ( $Br^-$ ) وأيونات اليوديد ( $I^-$ ) باستخدام محاليل مائية لنترات الفضة ومحلل الأمونيا؛ على سبيل المثال، يتفاعل محلل نترات الفضة مع أيونات الكلوريد لتكوين مركب كلوريد الفضة ( $AgCl$ ) الغير قابل للذوبان، والذي يظهر في هيئة راسب أبيض اللون.



الجدول 9-1 الرواسب التي تمت ملاحظتها.

أيون الهاليد	الراسب الذي تمت ملاحظته
الفلوريد ( $F^-$ )	لا يوجد
الكلوريد ( $Cl^-$ )	أبيض اللون
البروميد ( $Br^-$ )	أبيض كريبي
اليوديد ( $I^-$ )	أصفر فاتح

يصف الجدول 9-1 رواسب مركبات كلوريد الفضة وبروميد الفضة ويوديد الفضة، أما في التطبيق العملي، فسيكون من الصعب تمييزها، لذا، يُضاف محلل الأمونيا المخفف إلى هذه الرواسب، فيذوب راسب ( $AgCl$ ) عن طريق تكوين أيون ثنائي أمين الفضة ( $I$ )  $[Ag(NH_3)_2]^+$ ، أما الراسبان الآخران، وهما ( $AgI$ )، و ( $AgBr$ )، فلا يذوبان. أما بإضافة محلل الأمونيا المركز يذوب ( $AgBr$ ) ولا يذوب الراسب ( $AgI$ )، ويبين الجدول 10-1 نتائج هذا الاختبار.

الجدول 10-1 نتائج اختبار محلل الأمونيا.

الراسب	إضافة محلل الأمونيا إلى الراسب المتكوّن
$AgCl$	يذوب الراسب لتكوين محلل عديم اللون باستخدام محلل الأمونيا المخفف.
$AgBr$	لم يُلاحظ أيّ تغيير باستخدام محلل الأمونيا المخفف. ولكنّ هذا الراسب يذوب مع محلل الأمونيا المركز لتكوين محلل عديم اللون.
$AgI$	لم يُلاحظ أيّ تغيير سواء باستخدام محلل الأمونيا المخفف أو محلل الأمونيا المركز.

### مثال 6

أيّ من أيونات الهاليدات يكون موجوداً في المحلول عندما يتكوّن راسب عن طريق إضافة محلل نترات الفضة، ثم يذوب هذا الراسب عند إضافة محلل الأمونيا المخفف إليه؟

### الحلّ

- تكوّن أيونات الكلوريد، والبروميد، واليوديد رواسب عندما تتفاعل مع أيونات الفضة.
- سوف يذوب كلوريد الفضة فقط عند إضافة محلل الأمونيا المخفف إليه.
- إنّ أيونات الكلوريد هي التي كانت موجودة في المحلول الأصليّ.





## عناصر المجموعة السابعة (VIIA): الاتجاهات الدورية لخصائصها

2-1

هل يمكن الكشف عن محاليل أيونات الهاليدات؟	سؤال الاستقصاء
محاليل NaCl، NaBr، و NaI تركيز كلٍ منها 0.5 M، محلول نترات الفضة تركيزه 0.5M ومحلول أمونيا مخفّف، ومحلول أمونيا مرّكّز، أنابيب اختبار، أدوات عملية الترشيح.	الموادّ المطلوبة

### الإجراءات

1. ضع في ثلاثة أنابيب اختبار (5 mL) من محلول نترات الفضة، تركيزه (0.5 M). في كلٍ منها أضف (5 mL) من محلول كلوريد الصوديوم، تركيزه (0.5 M)، الى أحد أنابيب الاختبار و (5 mL) من محلول بروميد الصوديوم، تركيزه (0.5 M)، إلى أنبوب آخر، ثمّ (5 mL) من محلول يوديد الصوديوم، تركيز (0.5 M)، إلى آخر أنبوب .
2. اجمع الراسب الناتج من كلّ أنبوب اختبار باستخدام عمليّة الترشيح، واغسله جيّدًا بالماء المقطّر أو الماء الخالي من الأيونات.
3. نقّذ هذا الجزء من النشاط في خزّانة الأبخرة، بطريقة تجعل الرواسب تتفاعل مع محلول الأمونيا المخفف، فإذا لم يحدث أيّ تفاعل مرئي، اجمع الراسب باستخدام عمليّة الترشيح واغسله مرّة أخرى، واجعله يتفاعل مع محلول الأمونيا المرّكّز.
4. دوّن الملاحظات جميعها.

### الأسئلة

- a. اكتب المعادلات الموزونة للتفاعلات الثلاثة التي نقّذتها في الخطوة (1).
- b. فسّر الهدف من اختبار إضافة محلول الأمونيا المخفّف.
- c. فسّر الهدف من اختبار إضافة محلول الأمونيا المرّكّز.
- d. اكتب المعادلة الموزونة لتفاعل (AgBr) مع الأمونيا، وحدّد بشكل واضح الموادّ الناتجة القابلة للذوبان والمواد الصلبة.

### مشروع بحثي

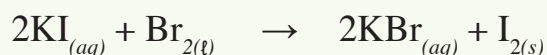


1. ابحث في درجات غليان كلّ من الفلور والكلور والبروم واليود، وارسمها بيانيًا، ثم حدّد طبيعة الحالة (صلبة، سائلة، غازية) التي يوجد فيها كلّ هالوجين عند درجة حرارة الغرفة. فسّر التدرّج في قيم درجات الغليان، والتغيّر في الحالات الفيزيائية من حيث القوى النسبية لقوى التجاذب البيئية الجزيئية.
2. ابحث، وحدّد القوة النسبية للهالوجينات عندما تتفاعل كعوامل مؤكسدة، ثم فسّر التدرّج من حيث نصف القطر الذري والسلبية الكهربائية.
3. ابحث، وارسم بيانيًا طاقات روابط هاليدات الهيدروجين (HF و HCl و HBr و HI)، وفسّر الاستقرار الحراريّ لها من حيث طاقات الروابط، وشرح أيضًا التدرّج في طاقات الروابط من حيث أطوال الروابط، ثم فسّر التدرّج في أطوال الروابط من حيث نصف القطر الذري.

1. أيُّ عنصرين من عناصر المجموعة السابعة (VIIA) يمكنهما التفاعل مع بروميد البوتاسيوم؟
- a. اليود، والبروم  
b. اليود، والكلور  
c. الفلور، واليود  
d. الفلور، والكلور

2. كيف تتغير قوة عناصر المجموعة السابعة (VIIA) كعوامل مؤكسدة بالاتجاه خلال المجموعة من الأعلى إلى الأسفل؟
- a. تزداد  
b. تتناقص  
c. تبقى ثابتة  
d. لا يوجد تدرج واضح

3. ما العامل المؤكسد في المعادلة الكيميائية الآتية؟



a. KI  
b. Br<sub>2</sub>  
c. KBr  
d. I<sub>2</sub>

4. أيُّ من عناصر المجموعة السابعة (VIIA) من صنع الإنسان؟
- a. اليود  
b. الفلور  
c. البروم  
d. التينيسين

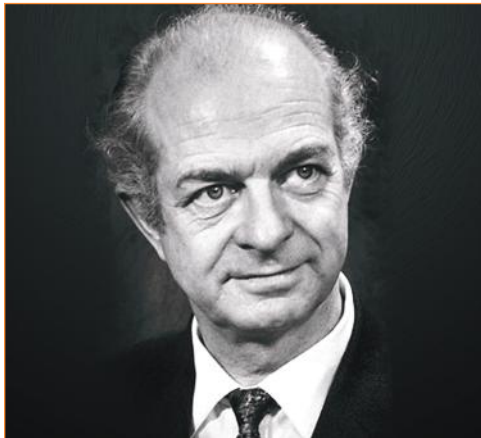
5. أي من التوزيعات الآتية يمثل التوزيع الإلكتروني لكافؤ عناصر المجموعة السابعة (VIIA)؟

a. ns<sup>1</sup>np<sup>5</sup>  
b. ns<sup>1</sup>np<sup>6</sup>  
c. ns<sup>2</sup>np<sup>5</sup>  
d. ns<sup>2</sup>(n-1)p<sup>5</sup>

6. أي من الآتي صحيح بالنسبة لهاليدات الهيدروجين؟

- a. تكوّن معظم هاليدات الهيدروجين  
b. هاليدات الهيدروجين هي سوائل سامة  
c. تكوّن هاليدات الهيدروجين محاليل  
d. لدى هاليدات الهيدروجين درجات انصهار عالية  
أحماضًا قوية عند إذابتها بالماء  
غير موصلة للتيار الكهربائي  
عند درجة حرارة الغرفة

7. ابحث، وصف بشكل عام، مستخدمًا مصطلحات عامّة، عمل مركّب هيبوكلوريت الصوديوم الموجود في المبيّض على إزالة البقع. يجب أن تتضمن إجابتك مخطّطًا لجزء صبغة نموذجي، والتغيّر الذي يحدث.

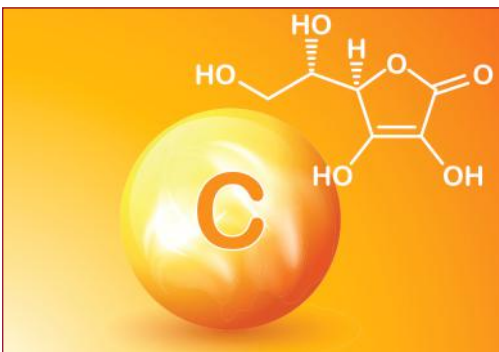


## لينوس بولينج Linus Pauling 1901-1994

إن الإسهامات التي قدّمها لينوس بولينج إلى العلم والبشرية كانت مذهلة، فقد نشر أكثر من 1000 بحث ومقال، وفاز بجائزة نوبل للكيمياء في العام 1954 لعمله على الروابط الكيميائية. لقد أوجد بولينج مقياس السالبية الكهربائية، وطرح أفكارًا كثيرة وأجرى أبحاثًا في عدّة أمراض، مثل فقر الدم المنجليّ، ورأى أن لها أساسًا وراثيًا.

الشكل 1-16 لينوس بولينج.

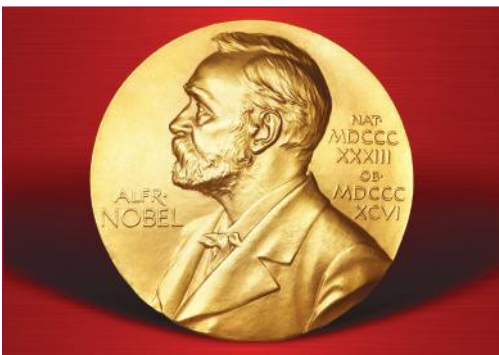
دفعت هذه الفكرة كثيرًا من العلماء الآخرين إلى البحث عن سبب الأمراض في الجينات البشريّة، حتى إنه رأى أنّ الجينات قد تكون مشقّرة على جزيء مزدوج، وكان ذلك قبل 7 سنوات من اكتشاف واتسون وكريك الحمض النوويّ DNA.



الشكل 1-17 الشكل البنائي لجزيء فيتامين C.

اخترع بولينج مجموعة واسعة من الموادّ الكيميائية والأجهزة، بما في ذلك المتفجّرات ومقياس يقيس مستويات الأوكسجين. تمّ استخدام هذا الجهاز في الغوّاصات وفي الحاضنات، وللمرضى تحت التخدير.

في وقت مبكّر من ثلاثينيات القرن الماضي، كان بولينج مقتنعًا بأنّ الفيتامينات مهمّة للغاية لصحة الإنسان. مستندًا إلى البحث العلمي والطبيّ، رأى أن فيتامين C (حمض الأسكوربيك) يمكن أن يؤدي دورًا في علاج السرطان ونزلات البرد. وقد ألف كتابًا كان الأكثر مبيعًا في العام 1970 وكان بعنوان «فيتامين C ونزلات البرد».



الشكل 1-18 ميدالية جائزة نوبل.

عمل بولينج لعدّة سنوات بعد تفجير أوّل قنبلة ذريّة لتحذير الحكومات من مخاطر وتداعيات الموادّ المشعّة المستخدمة في التجارب النوويّة. وقد منح بولينج جائزة نوبل للسلام للعام 1962 عن هذا العمل، ليصبح أوّل شخص يحصل على جائزتي نوبل غير مشتركيتين.

# الوحدة 1

## مراجعة الوحدة

### الدرس 1-1 توقع الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر

- يتم ترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث اعتماداً على العدد الذري ووفق خصائصها الفيزيائية والكيميائية.
- يمكن توقع خصائص العناصر على أساس موقعها في الجدول الدوري ضمن مجموعات ودورات.
- تزداد **طاقة التأين الأولى First ionization energy** بشكل عام عبر الدورة عند الإتجاه من اليسار إلى يمين الجدول الدوري، وتتناقص بالإتجاه من أعلى المجموعة إلى أسفلها.
- **الميل الإلكتروني Electron affinity** للعناصر يصبح بشكل عام ذا قيمة سالبة أكبر عبر الدورة، ولكن لا يوجد إتجاه ثابت للميل الإلكتروني بالإتجاه إلى أسفل المجموعة.
- تزداد **السالبية الكهربائية Electronegativity** بشكل عام عبر الدورة عند الإتجاه من اليسار إلى يمين الجدول الدوري، وتتناقص بالإتجاه من أعلى المجموعة إلى أسفلها.

### الدرس 2-1 الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة السابعة VIIA (17)

- بالإتجاه إلى أسفل المجموعة السابعة (VIIA)، تتغير العناصر من كونها غازات إلى مواد صلبة.
- يمكن أن تظهر هذه العناصر حالة تأكسد سالبة (1-) فقط، ولكن معظمها (باستثناء الفلور) يمكن أن تظهر حالات تأكسد موجبة متعددة.
- بالإتجاه إلى أسفل المجموعة السابعة (VIIA)، تتناقص قوة هذه العناصر لتعمل **كعوامل مؤكسدة Oxidizing agent** مع انخفاض السالبية الكهربائية وازدياد نصف القطر الذري.
- الهاليدات هي مركبات مكونة من الهالوجينات . هاليدات الهيدروجين مثال HCl و HBr هي غازات عند درجة حرارة الغرفة وتكوّن محاليل حمضية معظمها قوية عند إذابتها بالماء.
- يمكن الكشف عن أيونات المجموعة السابعة (VIIA) بالتفاعل مع أيونات الفضة، ثم بتفاعل الرواسب مع محلول الأمونيا.

اختيار من متعدد

1. نصف القطر الذري لعناصر الفلور والبروم واليود هو بالتتالي: 147pm و 185pm و 198pm استخدم هذه المعلومات وحدد ممّا يأتي قيمة نصف القطر الذري لعنصر الكلور:

a. 53pm

b. 175pm

c. 190pm

d. 200pm

2. أيّ مما يأتي هو وحدة القياس الصحيحة لطاقة التأين؟

a. mole

b. g/mol

c. kJ/mol

d. لا توجد وحدات

3. أيّ من المعادلات الآتية تصف بشكل صحيح طاقة التأين الثالثة للصدوديوم؟

a.  $\text{Na}^{3+}_{(s)} \rightarrow \text{Na}^{4+}_{(s)} + e^{-}$

b.  $\text{Na}^{2+}_{(g)} \rightarrow \text{Na}^{3+}_{(g)} + e^{-}$

c.  $\text{Na}^{3+}_{(s)} + e^{-} \rightarrow \text{Na}^{4+}_{(s)}$

d.  $\text{Na}^{2+}_{(g)} + e^{-} \rightarrow \text{Na}^{3+}_{(g)}$

4. أيّ مما يأتي هو وحدة القياس الصحيحة للميل الإلكتروني؟

a. moles

b. g/mol

c. KJ/mol

d. لا توجد وحدات

5. أيّة معادلة تصف بشكل صحيح الميل الإلكتروني للكبريت؟

a.  $\text{S}_{(s)} \rightarrow \text{S}^{+}_{(s)} + e^{-}$

b.  $\text{S}_{(g)} \rightarrow \text{S}^{+}_{(g)} + e^{-}$

c.  $\text{S}_{(s)} + e^{-} \rightarrow \text{S}^{-}_{(s)}$

d.  $\text{S}_{(g)} + e^{-} \rightarrow \text{S}^{-}_{(g)}$

6. ما التدرج الذي يحدث للسالبية الكهربائية بالاتجاه إلى أسفل المجموعة، وعبر الدورة من اليسار إلى اليمين على التوالي؟

a. تزداد، تزداد

b. تزداد، تتناقص

c. تتناقص، تزداد

d. تتناقص، تتناقص

7. أيُّ عنصر من عناصر المجموعة السابعة (VIIA) يمكنه تكوين حالة تأكسد (-1) فقط؟

a. I .c. Cl

b. F .d. Br

8. أيُّ من عناصر المجموعة السابعة (VIIA) الآتية هو أفضل عامل مؤكسد؟

a. I<sub>2</sub> .c. Cl<sub>2</sub>

b. F<sub>2</sub> .d. Br<sub>2</sub>

9. أيُّ من أيونات عناصر المجموعة السابعة (VIIA) لا يشكّل راسبًا مع أيونات الفضة؟

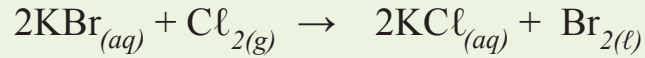
a. اليوديد .b. الفلوريد .c. الكلوريد .d. البروميد

10. أيُّ من هاليدات الفضة (AgX) سيذوب في محلول الأمونيا المخفف؟

a. AgI .c. AgCl

b. AgF .d. AgBr

11. ما العامل المؤكسد في التفاعل الآتي؟



a. KCl .c. KBr

b. Cl<sub>2</sub> .d. Br<sub>2</sub>





12. أي مما يأتي يرتّب العناصر (من اليسار الى اليمين) وفق زيادة درجة الغليان؟

a. F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub> .c. Br<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>

b. I<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, F<sub>2</sub> .d. F<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>

## أسئلة الإجابات القصيرة


### الدرس 1-1 توقع الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر

13.  اكتب معادلة كيميائية موزونة تصف طاقة التأين الأولى لليثيوم، بما في ذلك تدوين الحالة.
14. أيُّ عنصر من عناصر الدورة الثانية يمتلك أعلى طاقة تأين أولى؟
15. هل تزداد طاقة التأين أو تنخفض عبر الدورة؟ اشرح ذلك من حيث نصف القطر الذري.
16. اكتب معادلة كيميائية موزونة تصف الميل الإلكتروني لعنصر اليود، واكتب الحالة الفيزيائية.
17.  ما الذي يشير إليه الميل الإلكتروني ذو القيمة الموجبة؟ اشرح ذلك من حيث الطاقة والاستقرار.
18. ما العلاقة العامّة بين السالبية الكهربائية ونصف القطر الذري بالاتجاه إلى أسفل المجموعة في الجدول الدوري؟
19.  أيُّ عنصر من كل زوج من العناصر الآتية، له أعلى قيمة للميل الإلكتروني الأكثر قيمة سالبة؟
- a. Li أم Be
- b. B أم Ne
- c. O أم F
- d. N أم O
20. \* يحتوي العنصر (Y) على قيم IE الآتية بوحدة kJ/mol:
- $IE_1 = 1012, IE_2 = 1903, IE_3 = 2912, IE_4 = 4956, IE_5 = 6273, IE_6 = 22233$
- اكتب التوزيع الإلكتروني لأعلى مستوى طاقة مشغول في هذا العنصر.

الدرس 1-2 الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة السابعة VIIA (17)

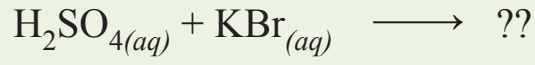
21. في أية حالة (صلبة، سائلة، غازية) توجد العناصر الأربعة الأولى من المجموعة السابعة (VIIA) في الطبيعة؟
22. ما عدد حالات التأكسد السالبة التي يمكن أن تكوّنها عناصر المجموعة السابعة (VIIA)؟ وما هي هذه الحالات؟
23. أيهما العامل المؤكسد الأقوى، الكلور أم اليود؟
24. أي من هاليدات الهيدروجين يُعد الأكثر استقرارًا حراريًا؟ فسر إجابتك.
25. أي من أيونات عناصر المجموعة السابعة (VIIA) يوجد في المحلول الذي يكون راسبًا مع أيونات الفضة لا يذوب في محلول الأمونيا المركز؟
- 26\*. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة التي تصف تفاعل  $\text{AgBr}_{(s)}$  مع  $\text{NH}_{3(aq)}$  المركز، واكتب الحالة الفيزيائية.
27. ما العلاقة بين قوّة العامل المؤكسد والسالبية الكهربائية لعناصر المجموعة السابعة (VIIA)؟
28. ما العلاقة بين قوّة العامل المؤكسد ونصف القطر الذري لعناصر المجموعة السابعة (VIIA)؟



29\*  أيُّ أيون من أيونات عناصر المجموعة السابعة (VIIA) يوجد في المحلول الذي يتفاعل مع

أيونات الفضة ويكون راسبًا يذوب في محلول الأمونيا المركز؟

30\*  أكمل ووازن المعادلة الكيميائية الآتية:





## الوحدة 2

### خصائص العناصر الانتقالية ومركباتها

### Properties of the Transition Elements and their Compounds

في هذه الوحدة

**C1202**

الدرس 1-2: التوزيع الإلكتروني وخصائص عناصر السلسلة

الانتقالية الأولى

الدرس 2-2: تكوين الأيونات المتعددة

# 2

## الوحدة

### مقدمة الوحدة

العناصر الانتقالية هي العناصر التي تقع ضمن الفئة "d" في الجدول الدوري الحديث. وتسمى العناصر الإنتقالية الرئيسية. جميع هذه العناصر عبارة عن فلزات تتميز بوجود إلكترونات تكافؤ في المستويين الفرعيين (s) و (d) بحيث يكون المستوى الفرعي (d) ممتلئ جزئياً. بعض المراجع لا تعتبر فلزات المجموعة 12 (Zn، Cd، Hg، Cn) فلزات إنتقالية حقيقية، لأن إلكترونات التكافؤ تملأ كلياً أفلاك d (n-1) و ns (n≥4) في مستوى الطاقة الخارجي. كما يوجد نوع آخر من العناصر الإنتقالية تقع ضمن الفئة "f" وتسمى العناصر الإنتقالية الداخلية وتشمل سلسلتا اللانثانيدات والأكتينيدات

يوضح الدرس 1 كيفية كتابة التوزيع الإلكتروني لذرات عناصر السلسلة الانتقالية الأولى.

الدرس 2 يستقصي المقدرة الفريدة من نوعها لمعظم العناصر الانتقالية على تكوين أكثر من أيون موجب واحد، وكيفية كتابة التوزيع الإلكتروني لهذه الأيونات.

الدرس 3 يناقش الاستخدامات المتعددة لعناصر انتقالية مختارة والدور الذي تؤديه تلك العناصر الانتقالية في تكوين أيونات المركبات المعقدة عند ارتباطها بالليجندات.

### الأنشطة والتجارب

1-2 العناصر الانتقالية: التوزيع الإلكتروني والخصائص.

2-2 تفاعلات الحديد والفناديوم.

# الدرس 1-2

## التوزيع الإلكتروني وخصائص عناصر السلسلة الانتقالية الأولى Electron Configurations and Properties of the First Row Transition Elements

العناصر الانتقالية هي مجموعة من عناصر الجدول الدوري، والتي تكوّن الجسر الذي يربط بين عناصر المجموعات الرئيسية فيه: حيث تربط هذه العناصر بين عناصر المجموعتين IIA – IA (2-1) وعناصر المجموعات (13-18) IIIA – VIIIA. وقد أعطيت أرقام لمجموعات العناصر الانتقالية الخمس الأولى من IIB إلى VIIIB ورقم VIIIIB للمجموعات الثلاث التالية ثم المجموعتين IB و IIB. أما الجدول الدوري الحديث، فيستخدم قواعد الأيوباك (IUPAC) لترقيم مجموعات العناصر باستخدام الأعداد من 1 إلى 18، كما يبيّن الشكل 1-2.

ترقيم المجموعات بحسب IUPAC																	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
1 H																	2 He
												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3 Li	4 Be																
												13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
11 Na	12 Mg																
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr

الشكل 1-2 جدول دوري يبيّن الترقيم الحديث والقديم لمجموعاته.

العناصر الانتقالية هي العناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوى الفرعي (d) أو المستوى الفرعي (f) ممتلئة جزئيًا في الحالة الذرية أو الأيونية. عناصر المجموعة IIB (12) لديها توزيع إلكتروني ينتهي بأفلاك المستويين الفرعيين ns و (n-1)d (n≥4) الممتلئة كليًا بالإلكترونات، ولكنها لا تُعدّ عناصر انتقالية في أكثر الأحيان.

### المفردات

Hund's rule

قاعدة هوند

Ligand

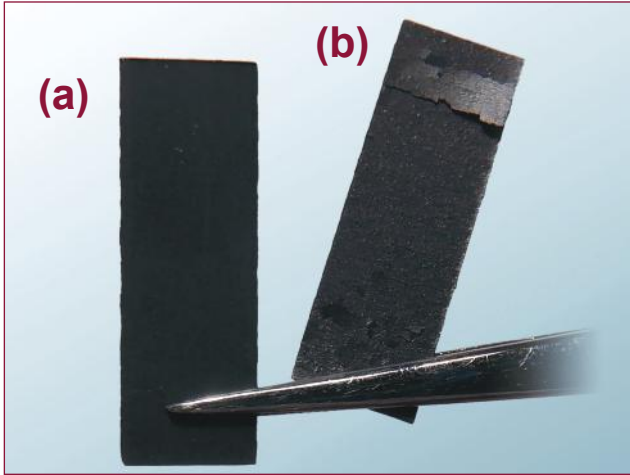
الليجند

### مخرجات التعلّم

**C1202.1** يربط بين خصائص عناصر السلسلة الانتقالية الأولى والتوزيع الإلكتروني لذرات عناصرها.

**C1202.2** يدرك أن العناصر الانتقالية تكوّن عادة أكثر من أيون ثابت واحد، وأن خصائصها الفيزيائية والكيميائية كفلزات تكون متشابهة بشكل عام.

## سلسلتا عناصر اللانثانيدات والأكتينيدات



الشكل 2-2 (a) عنصر الثوريوم المنقى. (b) عنصر اليورانيوم المنقى.

تقع سلسلتا عناصر اللانثانيدات والأكتينيدات في أسفل الجدول الدوري بعيدًا عن باقي العناصر الأخرى (انظر الجدول الدوري في نهاية الكتاب). تتضمن سلسلتا اللانثانيدات والأكتينيدات بعض العناصر الأقل شيوعًا، وجميعها عبارة عن فلزات. تُعرف هذه العناصر بأنها عناصر الفئة "f"، وتسمى "العناصر الانتقالية الداخلية". وبالتحرُّك عبر هاتين السلسلتين من العناصر في الجدول الدوري، فإنَّ عدد الإلكترونات الموجودة في فلك (s) الخارجي (6s، أو 7s) سيبقى اثنين.

المجموعة f															
مجموعة اللانثانيدات 4f	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
مجموعة الأكتينيدات 5f	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

جميع عناصر اللانثانيدات والأكتينيدات لديها إلكترونان اثنان في الفلك الخارجي (s). لذلك، فإنَّها تمتلك خصائص فيزيائية وكيميائية متشابهة تمامًا.

هذه العناصر متشابهة إلى حدِّ كبير. لذلك، فقد واجه العلماء صعوبة في ابتكار طرق للتعرف إلى بعضها بناء على الاختلافات في كتلتها الذرية (انظر الشكل 2-2).

أمَّا مجموعات فئات العناصر "s" و"p" و"d" الموجودة في الجدول الدوري، فإنَّ عدد المجموعات الموجودة في كلِّ فئة على الترتيب (2 و 6 و 10) يتوافق مع الحد الأقصى لعدد الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الفرعية (s) و(p) و(d). الغريب أننا نلاحظ في كثير من الجداول الدورية أنَّ عناصر الفئة "f" تحتوي على (15) مجموعة رأسية (عمودية)، أمَّا مستوى الطاقة الفرعي (f) فيحتوي على (14) إلكترونًا كحدِّ أقصى، لأنَّ العنصرين التي تمت تسمية هاتين المجموعتين بناءً عليهما (اللانثانيوم La والأكتينيوم Ac) توجد ضمن عناصرهما لذا، تفحص التوزيع الإلكتروني لعنصري اللانثانيوم  $57\text{La}:[\text{Xe}] 5d^1 6s^2$  والأكتينيوم  $89\text{Ac}:[\text{Rn}] 6d^1 7s^2$  ثمَّ أجب بنفسك عن الأسئلة أدناه استنادًا إلى التوزيع الإلكتروني لكلِّ منهما، وإلى ما ناقشناه سابقًا، بغضِّ النظر عن الأساس المنطقي لتصنيف الفلزِّ بأنه فلزُّ انتقاليٌّ أو أحد الفلزَّات الانتقالية الداخلية.

- أيصحُّ تصنيف عنصري اللانثانيوم والأكتينيوم بأنَّهما من عناصر الفئة "d"، أمَّ إنَّهما من عناصر الفئة "f"؟ وضِّح إجابتك.
- ما عنوان المجموعة الذي تقترحه لسلسلة اللانثانيدات والأكتينيدات؟ وضِّح إجابتك.



## التوزيع الإلكتروني لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى

تبدأ العناصر الانتقالية بالعنصر ذي العدد الذري 21، وهو السكندنيوم (Sc)، انظر الشكل 2-3.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
55 Cs	56 Ba	57 La	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Tn	118 Og

الشكل 2-3 العناصر الانتقالية الموجودة في الجدول الدوري.

يمثل التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي يقع قبل عنصر السكندنيوم (Sc)، وهو عنصر الكالسيوم (Ca)، بطرق متعددة، كما هو مبين في الجدول 2-1.

الجدول 2-1 طرق مختلفة لتمثيل التوزيع الإلكتروني لعنصر الكالسيوم.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	التوزيع بحسب الأفلاك (حسب مبدأ أوفباو)
$[Ar] 4s^2$	التوزيع بحسب الأفلاك باستخدام ترميز الغاز النبيل
$[Ar] \begin{array}{ c } \hline 4s \\ \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$	التوزيع المربع-السهم (حسب قاعدة هوند) باستخدام ترميز الغاز النبيل

يُعدُّ السكندنيوم أول عنصر يشغل الفئة "d" من الجدول الدوري. والإلكترون الزائد الذي يمتلكه عنصر السكندنيوم مقارنة بعنصر الكالسيوم سوف يشغل الفلك الأول في المستوى الفرعي (d)، والتوزيع هو  $(3d^1)$ . تذكر أن لا وجود لمستويات فرعية من نوع (1d) أو (2d). وتذكر أيضاً أن المستوى الفرعي (s) يتكوّن من فلك واحد، أمّا المستوى الفرعي (p) فيتكوّن من ثلاثة أفلاك، ويتكوّن المستوى الفرعي (d) من خمسة أفلاك. ويبين الجدول 2-2 طرق متعددة لتمثيل التوزيع الإلكتروني لعنصر السكندنيوم.

الجدول 2-2 طرق مختلفة لتمثيل التوزيع الإلكتروني لعنصر السكندنيوم.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$	التوزيع بحسب الأفلاك (حسب مبدأ أوفباو)
$[Ar] 4s^2 3d^1$	التوزيع بحسب الأفلاك باستخدام ترميز الغاز النبيل
$[Ar] \begin{array}{ c c c c c c } \hline 4s & 3d & & & & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & & & & \\ \hline \end{array}$	التوزيع المربع-السهم (حسب قاعدة هوند) باستخدام ترميز الغاز النبيل

لاحظ أن تبعاً لتعريف الأيوباك IUPAC (الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية) للعنصر الانتقالي أن العنصر الانتقالي هو "عنصر لديه مستوى فرعي (d) أو (f) ممتلئ جزئياً بالإلكترونات في الحالة الذرية أو الأيونية".

بالتالي، فإن عناصر المجموعة 12 ليست عناصر انتقالية حقيقية.

## تطبيق قاعدة هوند

تنص قاعدة هوند **Hund's rule** على أن:

- الإزدواج بين إلكترونين في فلك من أفلاك مستوى فرعي لا يحدث إلا بعد أن تُشغل أفلاكه فرادى أولاً.
  - كل إلكترون موجود في فلك مشغول بشكل منفرد يمتلك الغزل نفسه (نفس اتجاه الدوران).
- باستخدام قاعدة هوند، يمكننا توقُّع ملء المستويات الفرعية (4s) و (3d) لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى بحسب الجدول 3-2.

الجدول 3-2 التوزيع الإلكتروني المتوقع لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى.

العنصر	التوزيع الإلكتروني المتوقع			العنصر	التوزيع الإلكتروني المتوقع		
	الغاز النبيل	4s	3d		الغاز النبيل	4s	3d
$_{21}\text{Sc}$	[Ar]	1↓	1	$_{26}\text{Fe}$	[Ar]	1↓	1↓ 1 1 1 1
$_{22}\text{Ti}$	[Ar]	1↓	1 1	$_{27}\text{Co}$	[Ar]	1↓	1↓ 1↓ 1 1 1
$_{23}\text{V}$	[Ar]	1↓	1 1 1	$_{28}\text{Ni}$	[Ar]	1↓	1↓ 1↓ 1↓ 1 1
$_{24}\text{Cr}$	[Ar]	1↓	1 1 1 1	$_{29}\text{Cu}$	[Ar]	1↓	1↓ 1↓ 1↓ 1↓ 1
$_{25}\text{Mn}$	[Ar]	1↓	1 1 1 1 1	$_{30}\text{Zn}$	[Ar]	1↓	1↓ 1↓ 1↓ 1↓ 1↓

تمتلك ثمانية من عناصر السلسلة الانتقالية الأولى العشر توزيع إلكتروني مطابق لتوقعات قاعدة هوند، أما العنصران الآخران فلا يتبعان هذه القاعدة، وهما الكروم والنحاس (انظر الجدول 4-2).

الجدول 4-2 التوزيع الإلكتروني الفعلي لعنصري الكروم، والنحاس.

العنصر	التوزيع الإلكتروني الفعلي		
	الغاز النبيل	(4s)	(3d)
$_{24}\text{Cr}$	[Ar]	1	1 1 1 1 1
$_{29}\text{Cu}$	[Ar]	1	1↓ 1↓ 1↓ 1↓ 1↓

سوف نبين السبب لعدم اتباع عنصري النحاس والكروم قاعدة هوند، بعد أن نلقي نظرة عن قرب على الفلزات التي تتبع قاعدة هوند: هنالك علاقة وطيدة بين موقع العنصر في الجدول الدوري وتوزيعه الإلكتروني. وكما شاهدنا من قبل مع العناصر الأخرى، فإن العناصر الانتقالية تتبع النمط الموجود في الجدول الدوري.

ما التوزيع الإلكتروني لذرة عنصر الحديد، اكتبه باستخدام ترميز الغاز النبيل.

الحل

1																	18		
1	H																	2	He
3	Li	Be															10	Ne	
11	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
19	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
37	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
55	Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
87	Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og	

- حدّد أول غاز نبيل يمتلك عددًا ذريًا أدنى من العدد الذري لذرة الحديد، وضع رمزه بين قوسين مستطيلين.

الفئة-s		الفئة-d											
1	←1s												
2	←2s												
3	←3s	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12		
4	←4s							3d	Fe				
5	←5s												
6	←6s												
7	←7s												

- حدّد المستوى الفرعي الذي يجب ملؤه بالإلكترونات، والذي يقع قبل موقع ذرة الحديد في الجدول الدوري.

الفئة-s		الفئة-d											
1	←1s												
2	←2s												
3	←3s	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12		
4	←4s							3d	Fe				
5	←5s												
6	←6s												
7	←7s												

- لأنّ الفلك (4s) لذرة الحديد ممتلئ بالفعل بإلكترونين اثنين، فإننا نستخدم الترميز (4s<sup>2</sup>) بعد رمز الغاز النبيل.

- حدّد المستوى الفرعي الذي يتم ملؤه بالإلكترونات عند موقع ذرة الحديد في الجدول الدوري.

الفئة-s		الفئة-d											
1	←1s												
2	←2s												
3	←3s	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12		
4	←4s							3d	Fe				
5	←5s												
6	←6s												
7	←7s												

- ابدأ العدّ من بداية عناصر الفئة "d" إلى أن تصل إلى ذرة الحديد، لتتوقع عدد الإلكترونات الموجودة في المستوى الفرعي (3d) باستخدام مبدأ أوفباو.

- اكتب رمز المستوى الفرعي (3d) مع (6) إلكترونات موجودة فيه. وضعه في ترتيب تصاعدي وفقًا لمستوى الطاقة الرئيس بعد ترميز الغاز النبيل.



## توضيح التوزيع الإلكتروني لكل من الكروم والنحاس

لا يتبع التوزيع الإلكتروني لكل من الكروم والنحاس ما تتوقعه من استخدام قاعدة هوند (انظر الجدول 5-2)، فهذا ليس نتيجة استثناءات لقاعدة هوند. حيث أن هذه القاعدة هي النمط الأكثر شيوعاً لقاعدة ميكانيكا الكم.

تنص قاعدة الكم على الآتي: عندما تكون الذرة في المستوى الاعتيادي، تشغل الإلكترونات الأفلاك الأقل طاقة، بحيث تعطي الذرة توزيعاً إلكترونياً ذا طاقة كلية هي الأدنى وتصبح أكثر استقراراً. إضافة إلى ذلك، تكون الذرة ذات طاقة كلية في حدها الأدنى، عندما تكون الأفلاك ممتلئة بشكل كامل أو نصف ممتلئة أو فارغة.

الجدول 5-2 التوزيع الإلكتروني المتوقع مقابل التوزيع الإلكتروني الفعلي لكل من الكروم والنحاس.

العنصر	المتوقع			الفعلي		
	الغاز النبيل	4s	3d	الغاز النبيل	4s	3d
$^{24}\text{Cr}$	[Ar]	1↓	1 1 1 1	[Ar]	1	1 1 1 1 1
$^{29}\text{Cu}$	[Ar]	1↓	1↓ 1↓ 1↓ 1↓ 1	[Ar]	1	1↓ 1↓ 1↓ 1↓ 1↓

تبيّن حسابات طاقة الكم أنّ التوزيع  $[\text{Ar}]4s^13d^5$  بالنسبة إلى الكروم يُعدّ أقل طاقة وأكثر إستقراراً من التوزيع  $[\text{Ar}] 4s^23d^4$ . وبشكل مماثل بالنسبة إلى النحاس، فإنّ التوزيع  $[\text{Ar}]4s^13d^{10}$  يُعدّ أقل طاقة وأكثر إستقراراً من التوزيع  $[\text{Ar}] 4s^23d^9$ .

يتمّ تفسير الاختلافات في الطاقة بشكل جزئيّ من خلال عمليّة التماثل (التشابه في عدد الإلكترونات التي تملأ الأفلاك). لذا، قارن بين التوزيع الإلكتروني المتوقع والتوزيع الإلكتروني الفعلي الموجودين في الجدول 5-2. يمتلك الكروم ستة أفلاك خارجية نصف ممتلئة وهذا يعطي التوزيع الإلكتروني لذرة الكروم الطاقة الأدنى. وبالتالي تكون أكثر استقراراً. أما النحاس، فيمتلك أفلاك (d) ممتلئة كلياً، وفلك (s) الخارجي نصف ممتلئ مما يعطي التوزيع الإلكتروني لذرة النحاس الطاقة الأدنى وبالتالي تكون أكثر استقراراً.

يميل التوزيع ذو النمط الأكثر تماثلاً ( $4s^13d^5$ ) إلى امتلاك طاقة كلية أقلّ من النمط الأقلّ تماثلاً ( $4s^23d^4$ )، لأنّ الإلكترون يغزل حول محور في واحد من اتجاهين مختلفين. وهذا يفسّر التوزيع الإلكتروني لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى، أما بالنسبة إلى عناصر السلسلة الانتقالية الثانية والثالثة والرابعة فإن ذلك يصبح أكثر تعقيداً. في بعض الأحيان تُرجّح عوامل ميكانيكا الكمّ عامل التماثل بالنسبة إلى هذه العناصر، ولا تجد لها نمطاً بسيطاً.

تذكّر أن النماذج لا يُتوقع منها في العادة تفسير الطبيعة الفعلية والكاملة للنظام. وفي الواقع، فقد تمّ تصميم النماذج لجعل عمليّة توقع السلوكيات أسهل مما ستكون عليه بدون استخدام هذه النماذج.

ما عناصر السلسلة الانتقالية التي تمتلك توزيعاً إلكترونياً يختلف عمّا يمكن توقعه عند استخدام قاعدة هوند بدقة؟ أي عناصر السلسلة الانتقالية الثانية أم الثالثة؟

أيّ من هذه العناصر يمكن تفسيره باستخدام عمليّة التماثل؟

هل يمكن ملاحظة نمط معيّن بالنسبة إلى العناصر الانتقالية التي تمتلك توزيعاً إلكترونياً شاذاً عن القاعدة؟

## الخصائص المميزة لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى

### حالات التأكسد

إنّ الاختلافات في الطاقة بين فلك (s) وأفلاك (d) ضئيلة جدًا في العناصر الانتقالية. لهذا السبب تُكوّن هذه العناصر حالات تأكسد متعدّدة ذات شحنات موجبة (انظر الجدول 2-6). حيث ترتب الإلكترونات بالحد الأدنى من الطاقة اعتماداً على خصائص العنصر الآخر في الرابطة الكيميائية. وهذا سبب آخر لتعدد حالات التأكسد الموجبة. وهذا يختلف عن العناصر الفلزية واللافلزية من الفئة "p" والتي تميل إلى أن يكون لدى بعضها حالة تأكسد واحدة شائعة أو أكثر لتكوين أيونات.

**الجدول 2-6** حالات التأكسد الشائعة لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى.

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
+3	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+1	+2
	+3	+3	+3	+3، +4	+3	+3	+3	+2	
	+4	+4، +5	+4، +6	+6، +7					

عندما تُكوّن العناصر الانتقالية أيونات ذات شحنة موجبة، فإنّ أوّل الإلكترونات ستفقد من المستوى الفرعي (4s). فعلى سبيل المثال: عندما تفقد ذرة حديد من توزيعها الإلكتروني  $[Ar] 4s^2 3d^6$  إلكترونين لتكوين أيون  $(Fe^{2+})$ ، ستتمّ إزالة كلا الإلكترونين من المستوى الفرعي (4s).

عندما تفقد ذرة حديد ثلاثة إلكترونات، فإنّها تفقد أوّلًا إلكترونين من المستوى الفرعي (4s)، ثمّ تفقد الإلكترون الثالث من المستوى الفرعي (3d) (انظر الجدول 2-7).

نتيجة لتكوين العناصر الانتقالية لحالات تأكسد متعدّدة ذات شحنة موجبة، يمكن لهذه الفلزّات أن تتحد بنسب مختلفة مع أيونات سالبة أو جسيمات ذات حالة تأكسد سالبة مكونة مركبات مختلفة.

التوزيع الإلكتروني	الذرة/الأيون
$[Ar] 4s^2 3d^6$	Fe
$[Ar] 4s^0 3d^6$	$Fe^{2+}$
$[Ar] 4s^0 3d^5$	$Fe^{3+}$

يبين الجدول (2-8) بعض الأمثلة على أكاسيد مستقرة تكوّنت من الكروم والحديد وسيتم شرح كيفية تكون هذه الأيونات صفحة 56.

**الجدول 2-8** أكاسيد الكروم والحديد المستقرة.

المركّب	الأيون
CrO	$Cr^{2+}$
$Cr_2O_3$	$Cr^{3+}$
$CrO_2$	$Cr^{4+}$
$CrO_3$	$Cr^{6+}$
FeO	$Fe^{2+}$
$Fe_2O_3$	$Fe^{3+}$

وهي مركّبات مستقرة ولكن ليس كل حالات تأكسد العناصر الانتقالية تكوّنت مركّبات مستقرة.

ما عدد الأكاسيد المختلفة التي يمكن أن يكوّنها عنصر المنجنيز نظريًا؟

## الخصائص المميزة لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى

### البلورات والمحاليل المائية الملونة

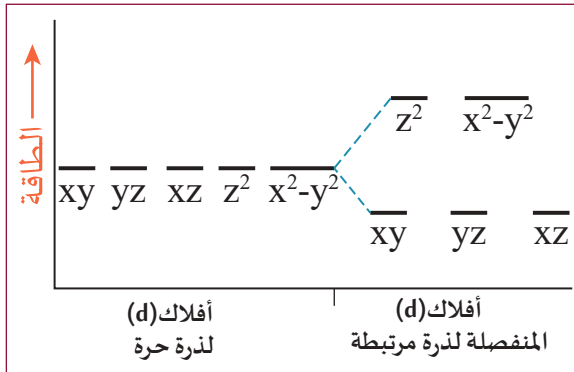
الخاصية الشائعة الملاحظة للكثير من العناصر الانتقالية هي أن البلورات والمحاليل المائية التي تحتوي على أيونات هذه الفلزات تكون في الغالب ملونة (انظر الشكل 4-2).

الألوان المختلفة والملاحظة في أيونات الفلز الانتقالي في بلوراته أو محاليله، تعود إلى أفلاك (d) الممتلئة بشكل جزئي لهذه الأيونات حيث تنخفض طاقات أفلاك (d) الخمسة بشكل طبيعي، وهذا يعني أن الأفلاك جميعها لديها الطاقة نفسها. ومع ذلك، فعندما ترتبط أيونات الفلز الانتقالي بجسيمات أخرى، تُسمى **ليجندات Ligands**، تحدث عملية «انفصال» في أفلاك (d) مما يؤدي لاختلاف في طاقاتها.



الشكل 4-2 (a) بلورات، (b) محاليل تحتوي على أيونات عناصر انتقالية.

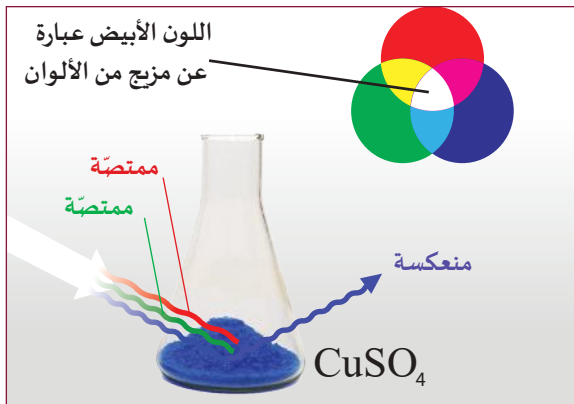
الليجندات هي جزيئات أو أيونات سالبة ترتبط بشكل مباشر بأيون فلز مركزي ذي شحنة موجبة.



الشكل 5-2 عملية «انفصال» أفلاك (d) لذرة مرتبطة.

عند تكوين الروابط مع الليجندات، تصبح بعض أفلاك (d) أكثر طاقة من الأفلاك الأخرى، حيث تختلف الطريقة التي تنفصل بها أفلاك (d) حسب نوع الليجندات التي ترتبط بأيون الفلز المركزي. ويوضح (الشكل 5-2) أحد الأمثلة على الكيفية التي يمكن أن تنفصل بها أفلاك (d) في طاقتها. ويمكن تفسير تكوّن ألوان مركبات العناصر الانتقالية كما يلي:

يتم امتصاص فوتونات لها طاقة محددة (طاقة لون محدد) من قبل إلكترونات أفلاك المستوى (d)، والتي تقفز من أفلاك ذات طاقة منخفضة إلى أفلاك ذات طاقة مرتفعة. عملية انفصال أفلاك (d) تجعل الاختلافات في الطاقة ضمن مدى طاقة الضوء المرئي. لذلك فإن امتصاص ألوان محددة ومعينة من الضوء يؤدي إلى ظهور الأيون بلون مميز متمم للون الممتص. وعلى سبيل المثال، سيبدو مركب كبريتات النحاس أزرق اللون، لأنّ الألوان المكتملة الحمراء والخضراء سيتم امتصاصها من الضوء الأبيض (الشكل 6-2).



الشكل 6-2 مركب كبريتات النحاس  $\text{CuSO}_4$  أزرق اللون



## العناصر الانتقالية: التوزيع الإلكتروني والخصائص

1-2

هل تمتلك العناصر الانتقالية خصائص مميزة وفريدة من نوعها، بما يُمكن من استخدام هذه الخصائص للتمييز بينها وبين العناصر الأخرى؟	سؤال الاستقصاء
جدول دوريّ يحتوي على التوزيع الإلكتروني، عينات لبلّورات أو محاليل مائية بعضها يحتوي على أيونات فلزّ انتقاليّ، وبعضها لا يحتوي على هذه الأيونات.	الموادّ المطلوبة

### الإجراءات



1. باستخدام قاعدة هوند والجدول الدوريّ:
  - اكتب التوزيع الإلكتروني لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى.
  - قارن بين التوزيع الإلكتروني المتوقع والتوزيع الإلكتروني الفعلي.
  - ما العناصر التي لا تُظهر توزيعًا إلكترونيًا متوقعًا؟
  - قدّم تفسيرًا منطقيًا ومعقولًا لكلّ حالة شاذّة عن القاعدة.
2. أُعطيت مجموعة من المحاليل المائية والبلّورات:
  - أيُّ منها يحتوي على أيونات عنصر انتقاليّ؟ برّر سبب اختيارك.
3. أُعطيت بلّورات، وصيغًا كيميائيّة لمركّبين، وعيّنة فلزية واحدة لكلّ من الفناديوم والكروم والمنجنيز والحديد:
  - صنّف ألوان البلّورات في هيئة جدول.
  - ما الذي تستنتجه من الألوان التي تنقلها أيونات العنصر الانتقاليّ إلى بلّوراتها.
  - حدّد حالات التأكسد لكلّ عنصر انتقاليّ موجود في كلّ بلورة.
  - أجرِ بحثًا عن قيم الكثافة وقيم درجات الانصهار لكلّ من هذه البلّورات، ولخصّ هذه الخصائص.
  - أجرِ بحثًا عن قيم الكثافة وقيم درجات الانصهار لمركّبات مشابهة تحتوي على صوديوم وكالسيوم.
  - قارن بين خصائص مُركّبات العنصر الانتقاليّ وخصائص مُركّبات الصوديوم والكالسيوم التي تمّ إجراء بحث عنها، وأصدر تعميمًا إذا أمكن ذلك.
4. باستخدام التوزيع الإلكتروني الفعلي لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى:
  - اقترح حالات تأكسد منطقية ومعقولة لكلّ عنصر.
  - قدّم تفسيرًا منطقيًا ومعقولًا يوضّح السبب الذي يؤدي إلى تكوّن كلّ حالة تأكسد مقترحة.

1. أيُّ عنصر من عناصر السلسلة الانتقالية الأولى تتوقَّع أنه يمتلك (7) إلكترونات موجودة في المستوى الفرعيّ (3d) ؟

a. الكوبالت

b. النحاس

c. السكانيديوم

d. المنجنيز

2. أيُّ زوج من عناصر السلسلة الانتقالية الأولى الآتية لا تمتلك التوزيع الإلكتروني المتوقع؟

a. الكوبالت والنحاس

b. السكانيديوم والخاصين

c. الكروم والكوبالت

d. الكروم والنحاس

3. ما التوزيع الإلكتروني المتوقع لذرة (Mn) استنادًا إلى موقعها في الجدول الدوري؟

a.  $[Ar] 4s^2 3d^5$

b.  $[Ar] 4s^0 3d^5$

c.  $[Ar] 4s^2 3d^2$

d.  $[Ar] 4s^2 3d^4$

4. أيُّ من الجمل الآتية تفسّر بالطريقة الأفضل الأسباب التي تجعل البلّورات والمحاليل المائية لأيونات الفلزّ الانتقاليّ تُظهر لونًا مميزًا في كثير من الأحيان؟

a. ذرّات الفلزّات الانتقالية ملوّنة.

b. أفلاك d جميعها تمتلك الطاقة نفسها.

c. الإلكترونات الموجودة في أفلاك (s) الخارجيّة.

d. الليجندات المرتبطة بهذه الأيونات تفصل أفلاك (d) من حيث الطاقة.

5. التوزيع الإلكتروني لأيون  $3+$  هو  $[Ar] 3d^2 x^{3+}$  فإن التوزيع الإلكتروني للذرة يكون:

a.  $[Ar] 4s^0 3d^5$

b.  $[Ar] 4s^2 3d^5$

c.  $[Ar] 4s^2 3d^3$

d.  $[Ar] 4s^2 3d^2$

6. أي من التوزيعين الإلكترونيين الآتيين هو الأقل طاقة :  $4s^2 3d^4$  أم  $4s^1 3d^5$  . اعطِ سببًا بسيطًا لتبرّر إجابتك.

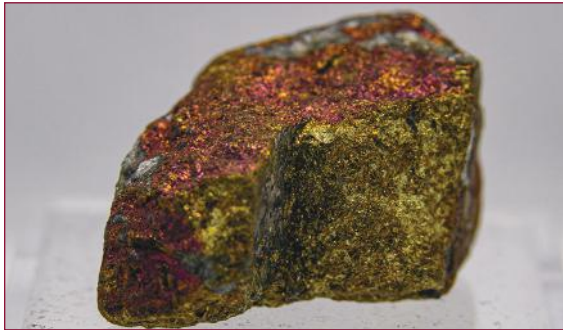
7. أي تفسير، من حيث الطاقة، يوضح بشكل أفضل سبب عدم امتلاك بعض العناصر الانتقالية توزيعًا إلكترونيًا يمكن توقّعه من خلال مواقعها في الجدول الدوري؟

## الدرس 2-2

# تكوين أيونات متعددة Multiple Ions Formation



الشكل 7-2 النحاس الخام.



الشكل 8-2 الكالكوبيرايت.



الشكل 9-2 ملاكيت مصقول.

يمكن العثور على فلزّ النحاس في حالته الحرّة، ويُسمّى «النحاس الخام» (الشكل 7-2). لكنّ المصدر الأكثر شيوعاً للحصول على فلزّ النحاس يأتي من تنقية أكثر من عشر خامات نحاس مختلفة.

يحتوي خام النحاس الأنقى والأكثر شيوعاً، وهو الكالكوبيرايت،  $chalcopyrite$ ،  $CuFeS_2$ ، على عنصر النحاس في حالة تأكسد (+1) (الشكل 8-2).

كان الملاكيت،  $malachite$ ،  $(CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2)$ ، واحد من أوائل الخامات التي استُخدمت لإنتاج عنصر النحاس. في الملاكيت يوجد عنصر النحاس في حالة تأكسد (+2). في الغالب لا توجد خامات الملاكيت بكميات كبيرة في الطبيعة؛ وفي الوقت الحاضر، فإنّ للملاكيت قيمة أكبر كونه يحتوي على صبغة خضراء ويُستخدم لإنتاج منتجات للزينة (الشكل 9-2).

### المفردات



Isoelectronic

متساوٍ إلكترونياً (أيزو إلكترونياً)

### مخرجات التعلّم

**C1202.2** يدرك ان العناصر الانتقالية تكوّن عادة أكثر من أيون ثابت واحد، وأن خصائصها الفيزيائية والكيميائية كفلزات تكون متشابهة بشكل عام.

**C1202.3** يفسّر كيف يؤثر تعدد حالات تأكسد أيونات العناصر الانتقالية في عملها كعوامل مؤكسدة أو عوامل مختزلة. ويعطي أمثلة على تفاعلات أكسدة واختزال لعناصر انتقالية.

## المغناطيسية



الماجنييت



Fe	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑	↑
Fe <sup>2+</sup>	[Ar] 4s <sup>0</sup> 3d <sup>6</sup>		↑↓	↑	↑	↑	↑	↑	↑
Fe <sup>3+</sup>	[Ar] 4s <sup>0</sup> 3d <sup>5</sup>		↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑

الشكل 10-2 الماجنييت.

يُعدّ الماجنييت *magnetite* (الشكل 10-2) معدنًا مثيرًا للاهتمام لعدة أسباب:

- يحتوي التركيب البلوريّ للماجنييت على الحديد في حالتيّ تأكسد مختلفتين (2+ و 3+).

- الماجنييت مغناطيس بشكل طبيعيّ ويمكن مغنطته أيضًا.

الصيغة الكيميائية المتعارف عليها للماجنييت هي Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> حيث يوجد لكلّ أيونين من أيونات (Fe<sup>3+</sup>)، أيون واحد من أيون (Fe<sup>2+</sup>).

تتسبب طاقة (الغزل) الدوران للإلكترونات أن تتصرف كمغناطيسات صغيرة. في معظم المركّبات تزدوج الأقطاب المغناطيسية للإلكترونات بالدوران في اتجاهين متعاكسين (مع اتجاه عقارب الساعة / وعكس اتجاه عقارب الساعة) أو (الاتجاه إلى الأعلى / وإلى الأسفل) مما يسبّب إلغاء التأثيرات المغناطيسية. ومع ذلك، يمكن أن يؤدي المغناطيس الخارجيّ القويّ إلى ترتيب الإلكترونات جزئيًا للتناظر مع المغناطيس الخارجيّ، وهذا ما يُسمّى (الدايامغناطيسية *dimagnetism*).

تحتفظ العناصر الإنتقالية النقية التي تحتوي على إلكترونات مفردة بمغناطيسية تلك الإلكترونات غير المزدوجة. تُسمّى هذه العناصر (البارامغناطيسية *paramagnetic*) وتجذب مغناطيسًا خارجيًا بضعف، ولكنها لا تحتفظ بمغناطيسيتها بمجرد إزالة المغناطيس الخارجيّ. من الأمثلة على العناصر البارامغناطيسية عناصر سكانيوم و تيتانيوم وفناديوم.

أما الحديد والكوبالت والنيكل فمن العناصر التي تسمى فرومغناطيسية *ferromagnetic* إذ أنها تجذب المغناطيس الخارجيّ بقوة. يبيّن الشكل 10-2 أنّ الحديد يحتوي على كثير من الإلكترونات المفردة، حيث تقوم ذرات الحديد المتجاورة بترتيب أقطابها المغناطيسية معًا باتجاه واحد لجذب المغناطيس الخارجيّ. تمّ العثور على البلّورات المجهرية لمركّب الماجنييت في الكثير من الأنواع المختلفة من الكائنات الحية. تنتج بعض أنواع البكتيريا هياكل تحتوي على الماجنييت. و تمّ التعرف أيضًا إلى بعض أنواع الطيور توجد بلورات الماجنييت بكثافة في مناقيرها، حيث يعطي الماجنييت إحساسًا مغناطيسيًا ويعمل كبوصلة داخلية تساعد الطيور على معرفة اتجاهاتها. حتى أنه قد تمّ العثور أيضًا على الماجنييت في الدماغ البشري!

ابحث عن عناصر مغناطيسية أخرى للإجابة عن الأسئلة الآتية:

- هل كل العناصر التي يسهل ملاحظة خواصها المغناطيسية عند الظروف القياسية من الضغط ودرجة الحرارة من الفلزات؟
- ما موقع هذه العناصر في الجدول الدوري؟
- ما الصلة بين التوزيعات الإلكترونية لهذه العناصر؟
- هل تصبح العناصر غير المغناطيسية عند درجة الحرارة والضغط القياسيين مغناطيسية عند الظروف العالية جدًا من الضغط؟

## مستويات الطاقة في العناصر الانتقالية

- الخصائص الكيميائية للعناصر الانتقالية معقدة. عند دراسة السلسلة الأولى من العناصر الانتقالية التي لديها إلكترونات تكافؤ في المستويين الفرعيين (4s) و (3d) نجد الآتي :
- تكون طاقة المستوى الفرعي (4s) أقل من طاقة المستوى الفرعي (3d) الفارغ. حيث يمتلئ المستوى الفرعي (4s) قبل (3d) لكونه أقل طاقة تبعاً لمبدأ أوفباو (Aufbau principle) كما هو موضح في الشكل (a11-2).
  - عندما يصبح المستوى الفرعي (3d) مشغولاً بالإلكترونات، تتغير الطاقات النسبية للمستويين الفرعيين (4s) و (3d) وتصبح طاقة المستوى الفرعي (4s) أعلى قليلاً من طاقة (3d)، كما في الشكل (b11-2).
  - عندما تفقد الإلكترونات من أفلاك العناصر الانتقالية، فإنها تفقد من المستوى الفرعي (4s) أولاً كون طاقته أعلى.
  - عندما تكون إلكترونات (3d) أقرب إلى النواة من أفلاك (4s) تكون طاقة أفلاك (3d)، و (4s) متماثلة تقريباً.
  - تحتوي معظم العناصر الانتقالية على إلكترونات (4s) نفسها (أي إن لديها إلكترونين اثنين)؛ لذلك، فإن الخصائص الكيميائية للعناصر الانتقالية متشابهة جداً.



الشكل 11-2 مستويات الطاقة في أفلاك (s) و (d).

## الجسيمات المتساوية إلكترونياً

هي الجسيمات التي لها نفس التوزيع الإلكتروني ونفس عدد إلكترونات التكافؤ. يوضح الجدول 9-2 أمثلة لهذه الجسيمات. لاحظ أن Ne و Na<sup>+</sup> و Al<sup>3+</sup> و O<sup>2-</sup> جميعها تمتلك التوزيع الإلكتروني 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>. ويقال إن هذه الجسيمات متساوية إلكترونياً (أيزو إلكترونية) Isoelectronic.

للفلزات الانتقالية كثير من الإلكترونات التي يجب أن تخسر لتصبح متساوية إلكترونياً (أيزو إلكترونية) مع أحد الغازات النبيلة. على سبيل المثال،

يخسر عنصر الحديد (Fe) ثمانية إلكترونات ليصبح متساوياً إلكترونياً مع الغاز النبيل الأرجون (Ar). ولكن الجدول 9-2 يبين أن الأيون (Fe<sup>3+</sup>) و الأيون (Mn<sup>2+</sup>) هما متساويان إلكترونياً وذلك لأن الأيونين لديهما التوزيع الإلكتروني نفسه [Ar]3d<sup>5</sup>. هذا يدل على أن هناك توزيعات إلكترونية مستقرة ولديها طاقة منخفضة، على الرغم من أنها ليست متساوية إلكترونياً مع أحد الغازات النبيلة.

ذرة/أيون	التوزيع الإلكتروني
Ne	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
Na <sup>+</sup>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
Al <sup>3+</sup>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
O <sup>2-</sup>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
Fe <sup>2+</sup>	[Ar] 3d <sup>6</sup>
Fe <sup>3+</sup>	[Ar] 3d <sup>5</sup>
Mn <sup>2+</sup>	[Ar] 3d <sup>5</sup>



## التوزيع الإلكتروني لأيونات الفلزّات الإنتقالية

تكوّن الفلزّات الإنتقالية حالات تأكسد متعدّدة (أيونات مختلفة الشحنة) لأنّ هناك عدّة حالات وسطية تخفض الطاقة، فتتكوّن بالتالي أيونات أو حالات تأكسد أكثر إستقراراً.

هذه الحالات هي تقريباً أقلّ طاقة بسبب:

**a.** أن يكون المستوى الفرعي فارغاً كلياً.

**b.** أو لأنّ كلّ فلكٍ لديه إلكترون واحد فقط (أي مستوى فرعي نصف ممتلئ بالإلكترونات)، وبالتالي يقل التنافر بين الإلكترونات.

**c.** أن المستوى الفرعي الممتلئ كلياً، وتكون جميع الإلكترونات فيه مزدوجة وتتحرك في إتجاه متعاكس.

التوزيع الإلكتروني الأفضل من جهة الطاقة	s	d	مستوى فرعي d فارغ (a)
	□	□ □ □ □ □	}
	↑↓	□ □ □ □ □	
	↑↓	↑ ↑ ↑ ↑ ↑	}
	↑	↑ ↑ ↑ ↑ ↑	
	□	↑ ↑ ↑ ↑ ↑	}
	□	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	
	□	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	}
	□	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	

الشكل 12-2 التوزيعات الإلكترونية التي لديها أقل طاقة.

- بالمقارنة مع العناصر الأخرى، تستطيع العناصر الانتقالية الوصول إلى توزيع إلكتروني أكثر استقراراً من دون أن تصبح مشابهة في تركيبها الإلكتروني لغاز نبيل.
- للعناصر الانتقالية توزيعات إلكترونية متعدّدة لديها طاقة أقلّ من خلال توزيع متماثل للإلكترونات يقلل من الطاقة عن طريق خفض التنافر بين الإلكترونات كما هو موضح في (الشكل 12-2).
- تفسّر التوزيعات الإلكترونية منخفضة الطاقة المتعددة سبب امتلاك هذه العناصر حالات تأكسد متعدّدة، وتكوين أيونات موجبة متعدّدة.

يوضّح الشكل 13-2 التوزيع الإلكتروني لأيونات الحديد (Fe) والمنجنيز (Mn). لكلّ من هذه الأيونات أحد التوزيعات الإلكترونية ذات الطاقة المنخفضة. الاختلافات في الطاقة صغيرة وتتأثر بالعناصر الأخرى في المركّب وبالتركيب البلوري للمركّب. وهذا يفسّر العثور على كلّ من (Fe<sup>2+</sup>) و (Fe<sup>3+</sup>) في الماجنيتيت.

	4s	3d
Fe	↑↓	↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑
Fe <sup>2+</sup>	□	↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑
Fe <sup>3+</sup>	□	↑ ↑ ↑ ↑ ↑
Mn	↑↓	↑ ↑ ↑ ↑ ↑
Mn <sup>2+</sup>	□	↑ ↑ ↑ ↑ ↑

الشكل 13-2 التوزيع الإلكتروني لذرات وأيونات الحديد والمنجنيز.

## كتابة التوزيع الإلكتروني للأيونات

- ابدأ بالتوزيع الإلكتروني للذرة.
- لاحظ عدد الإلكترونات التي يجب فقدانها للحصول على شحنة الأيون.
- احذف إلكترونات الفلك (s) الخارجية قبل حذف الإلكترونات من أفلاك (d).
- طبق قاعدة هوند لتحديد الإلكترونات المتبقية في أفلاك (d).

باستخدام موقع اليورانيوم فقط في الجدول الدوري، ما هو التوزيع الإلكتروني المتوقع لذرة اليورانيوم؟ باستخدام موقع العنصر فقط في الجدول الدوري، ما هو التوزيع الإلكتروني المتوقع لأيون  $Tm^{3+}$ ؟



الجدول 2-10 مثال للتوزيع الإلكتروني لبعض الأيونات.

ذرة/أيون	التوزيع الإلكتروني
$V^{3+}$	[Ar] $4s^0 3d^2$
$Co^{2+}$	[Ar] $4s^0 3d^7$
$Mn^{2+}$	[Ar] $4s^0 3d^5$
$Cr^{2+}$	[Ar] $4s^0 3d^4$
$Cr^{3+}$	[Ar] $4s^0 3d^3$
$Cr^{4+}$	[Ar] $4s^0 3d^2$

### مثال 2



اكتب التوزيع الإلكتروني بحسب قاعدة هوند ومبدأ أوفباو لأيون  $Co^{3+}$ ؟

### الحل

- توقع التوزيع الإلكتروني لذرة الكوبالت. (مبدأ أوفباو)
  - لأيون  $Co^{3+}$  ثلاثة إلكترونات أقل مقارنة بذرة الكوبالت.
  - احذف إلكترونين من المستوى الفرعي الخارجي (s).
  - احذف الإلكترون الثالث من المستوى الفرعي 3d.
  - طبق قاعدة هوند على ترميز المربع - السهم\*.
- [Ar]  $4s^2 3d^7$
- [Ar]  $4s^0 3d^7$
- [Ar]  $4s^0 3d^6$
- [Ar]  $4s$   $3d$
- [Ar]  $\square$   $\uparrow \downarrow$   $\square$   $\square$   $\square$   $\square$   $\square$

\* ملاحظة: يكون ترتيب المستويات الفرعية التقليدي وفق ترتيب ملئها لأول مرة بالإلكترونات.

## أيونات العناصر الانتقالية كعوامل مؤكسدة ومختزلة

العامل المؤكسد هو مادة تنتزع الإلكترونات من مادة أخرى، وبذلك يُختزل العامل المؤكسد في التفاعل ويقل عدد تأكسده.

العامل المختزل هو مادة تمنح الإلكترونات لمادة أخرى، وبذلك يتأكسد العامل المختزل في التفاعل ويزداد عدد تأكسده.

يمكن أن تعمل ذرات وأيونات العناصر الانتقالية كعامل مؤكسد، أو عامل مختزل، أو كليهما معاً، وذلك اعتماداً على حالات التأكسد. ينطبق هذا على أيّ عنصر يمكن أن يظهر حالتيّ تأكسد أو أكثر بخلاف الصفر. يوضّح الجدول 11-2 أمثلة على أنصاف تفاعلات لذرات وأيونات عنصر المنجنيز الانتقاليّ تبيّن كيف تعمل كعامل مؤكسد أو عامل مختزل أو كليهما معاً.

الجدول 11-2 أنصاف تفاعلات عوامل مؤكسدة ومختزلة.

	أنصاف تفاعلات	عامل مؤكسد/مختزل
1	$Mn^{4+} + 2e^- \rightarrow Mn^{2+}$	عامل مؤكسد
2	$Mn^{4+} \rightarrow Mn^{7+} + 3e^-$	عامل مختزل
3	$Mn^{4+} + e^- \rightarrow Mn^{3+}$	عامل مؤكسد
4	$Mn^{4+} + 4e^- \rightarrow Mn^0$	عامل مؤكسد
5	$Mn^0 \rightarrow Mn^{6+} + 6e^-$	عامل مختزل

- يمكن أن يعمل أيون المنجنيز في حالة تأكسد (+4) كعامل مؤكسد أو مختزل عن طريق اكتساب أو فقدان الإلكترونات (1 و 2 في الجدول 11-2) وينطبق هذا على كلّ ذرة أو أيون يمكن أن يُظهرها حالة تأكسد أقلّ وأعلى من حالتها الحالية.
- تعمل بعض الجسيمات كعوامل مؤكسدة عن طريق سحب أعداد مختلفة من الإلكترونات من الجسيمات التي تعمل على أكسبتها (3 و 4 في الجدول 11-2).
- يظهر نصف التفاعل (5) أن ذرة المنجنيز ( $Mn^0$ ) تعمل كعامل مختزل.
- لا تشكّل العناصر الانتقالية حالات تأكسد سالبة، وبالتالي لا يمكن أن تكون ذرات العناصر الانتقالية عوامل مؤكسدة. وهذا صحيح لجميع الفلزّات.

### مثال 3

هل يمكن لأيون النحاس (I) ( $Cu^+$ ) أن يعمل كعامل مؤكسد أو عامل مختزل أو كليهما معاً؟

### الحلّ

- للنحاس حالات تأكسد نموذجية هي (+1) و (+2) وصفر. لذلك، يُمكن لـ ( $Cu^+$ ) أن يعمل كعامل مؤكسد عن طريق إكتساب إلكترون لتكوين ذرة نحاس ( $Cu^0$ )، وكعامل مختزل بفقدان ( $Cu^+$ ) إلكترونًا لتكوين أيون ( $Cu^{2+}$ ) حالة تأكسده (+2).

## تحديد العناصر الانتقالية و أيوناتها كعوامل مؤكسدة ومختزلة في تفاعلات الأكسدة والاختزال

تتفاعل العوامل المؤكسدة والمختزلة عن طريق تبادل الإلكترونات. ولذلك، يوجد كلاهما على جانب المتفاعلات في المعادلة التي تمثل تفاعلاً كيميائياً غير انعكاسي. وللتعرف إلى العوامل المؤكسدة والمختزلة:

- يبين حالات التأكسد لجميع العناصر.
- العناصر التي ازدادت حالة تأكسدها تكون قد فقدت الإلكترونات وحدث لها عملية أكسدة، فهي عوامل مختزلة.
- أما العناصر التي انخفضت حالة تأكسدها فقد اكتسبت إلكترونات وحدث لها عملية إختزال، فهي عوامل مؤكسدة.

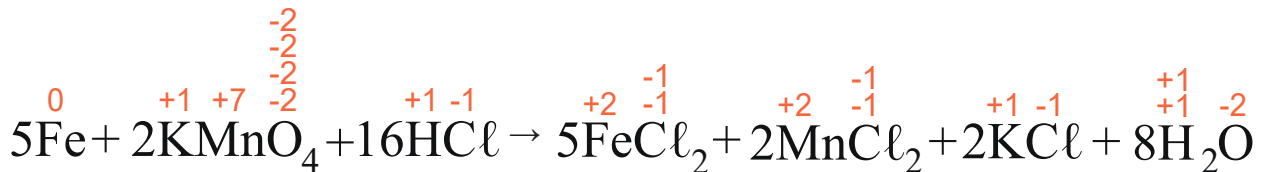
### مثال 4

ما العوامل المؤكسدة والمختزلة في التفاعل الآتي؟



### الحلّ

- عيّن حالات التأكسد لجميع العناصر:



- ازدادت حالة تأكسد عنصر الحديد (Fe) من (0) إلى (+2) وبالتالي (Fe<sup>0</sup>) هو عامل مختزل.
- انخفضت حالة تأكسد المنجنيز من (+7) إلى (+2). حيث مصدر (Mn<sup>7+</sup>) هو KMnO<sub>4</sub> وبالتالي KMnO<sub>4</sub> هو عامل مؤكسد.

مفهوم للمناقشة: يُستخدم المصطلحان «الكسب» و «الخسارة» عند الحديث عن نقل إلكترونات. وقد تكون العملية أفضل بأن توصف على أنها «نزع» و«فقدان» الإلكترونات، إذ لا يفقد أيُّ جُسَيْم الإلكترونات ما لم يكن هناك جُسَيْم آخر جاذبيته للإلكترونات أكبر ليستطيع انتزاعها.



اشرح ما يجب أن يحدث في تفاعل واحد ليكون هناك أكثر من عامل مؤكسد أو أكثر من عامل مختزل.



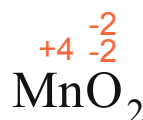


إذا عمل ثاني أكسيد المنجنيز،  $MnO_2$ ، كعامل مؤكسد، فماذا يمكن أن تكون حالة أو حالات تأكسد المنجنيز في النواتج؟

### الحلّ

• تنتزع العوامل المؤكسدة الإلكترونات من المواد الأخرى. وبالتالي تكتسب العوامل المؤكسدة الإلكترونات وتختزل.

• حالة تأكسد المنجنيز في  $MnO_2$  هي +4.

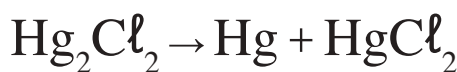


• سيؤدّي اكتساب الإلكترونات إلى انخفاض حالة تأكسد المنجنيز.

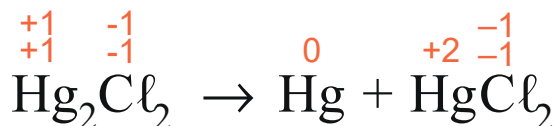
• باستخدام الجدول 2-6، يمكننا تحديد حالات تأكسد المنجنيز الشائعة الأقلّ من (+4) لتكون (+3) و(+2). وإذا أختزل أيون المنجنيز إلى عنصر المنجنيز، فستكون حالة التأكسد المحتملة الأخرى هي صفرًا.



حدّد العامل المؤكسد والمختزل في التفاعل الآتي:



### الحلّ



• عيّن حالات التأكسد لجميع العناصر.

• ازدادت حالة تأكسد إحدى أيونات الزئبق في  $Hg_2Cl_2$  من +1 إلى +2 وانخفضت حالة تأكسد أيون آخر من +1 إلى الصفر.

• تمّ تحديد  $Hg_2Cl_2$  كعامل مؤكسد وعامل مختزل في هذا التفاعل.

يُسمّى "التفاعل"، حيث تتأكسد وتختزل المادة نفسها على حدّ سواء، بتفاعل عدم التناسب (أكسدة واختزال ذاتي) **disproportionation**.





## تفاعلات الحديد والفناديوم

2-2

سؤال الاستقصاء	ما ألوان أيونات الحديد والفناديوم في تفاعلات الأكسدة والاختزال
المواد المطلوبة	كبريتات الحديد (II) المائية $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ، برمنجنات البوتاسيوم $\text{KMnO}_4$ ، ثيوسيانات البوتاسيوم $\text{KSCN}$ ، ميتافانادات الأمونيوم $\text{NH}_4\text{VO}_3$ ، حمض الكبريتيك $\text{H}_2\text{SO}_4$ ، خارصين، دورق 100 mL، دورق مخروطي، مخبر مدرج، ماصة.

### الخطوات











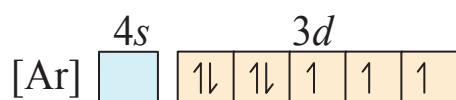
#### الجزء 1: تفاعل الحديد

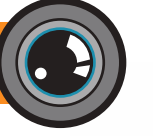
1. أضف (25 mL) من محلول كبريتات الحديد (II) إلى دورق سعة (100 mL) و(1 mL) تقريبًا من محلول كبريتات الحديد (II) إلى أنبوب اختبار مُعَنُونٍ باسم " $\text{Fe}^{2+}$ " وسجّل لون المحلول.
2. سجّل لون محلول برمنجنات البوتاسيوم الحمضيّ وأضف قطرة في كلّ مرة إلى الدورق سعة (100 mL) المحتوي على محلول كبريتات الحديد (II). حرّك الخليط بشكل دائريّ بعد إضافة كلّ قطرة.
3. بعد إضافة 5 قطرات، اسحب باستخدام الماصة (1 mL) تقريبًا من هذا المحلول وضعه في أنبوب اختبار ثانٍ مُعَنُونٍ « $\text{Fe}^{3+}$ ».
4. استمرّ في إضافة محلول برمنجنات البوتاسيوم الحمضيّ إلى الدورق سعة (100 mL) إلى أن تلاحظ تغييرًا دائمًا في اللون. سجّل لون هذا المحلول.
5. أضف ثلاث قطرات من محلول ثيوسيانات البوتاسيوم لكلّ من أنبوبي الاختبار وحرّك كلّ أنبوب بشكل دائريّ. سجّل اللون في كلّ أنبوب اختبار.
6. إذا أعطيت المعادلات الكيميائية للتفاعلات، حدّد العوامل المؤكسدة والمختزلة. وبناءً على ملاحظتك، ضع اللون الذي تظهره كلّ مادة تحت صيغتها في كلّ تفاعل.

#### الجزء 2: تفاعل الفناديوم

1. ضع (10 g) من الخارصين في دورق مخروطيّ سعة (250 mL).
2. باستخدام الماصة، اسحب (5 mL) من محلول ميتافانادات الأمونيوم وضعها في أنبوب اختبار وسجّل لون المحلول.
3. أضف (150 mL) من محلول ميتافانادات الأمونيوم إلى دورق مخروطيّ سعة (250 mL) يحتوي الخارصين وأبدأ بتحريك الدورق بشكل دائريّ.
4. بعد كلّ تغيير لون ملحوظ، اسحب باستخدام الماصة (5 mL) من المحلول الموجود في الدورق المخروطي سعة (250 mL) وضعها في أنبوب اختبار جديد. قم بإنهاء التجربة عندما يصبح لون المحلول أرجوانيًا في أنبوب الاختبار.
5. إذا أعطيت المعادلات الكيميائية للتفاعلات التي حدثت، حدّد العوامل المؤكسدة والمختزلة لكلّ تفاعل.

1. أيُّ من مجموعات الجُسيّمات الآتية متساوية إلكترونياً (أيزو إلكترونية)؟ 
- a.** Sc و  $V^{3+}$  **c.** Co و  $Cr^{3+}$
- b.** Fe و  $Ni^{2+}$  **d.** Cu<sup>+</sup> و  $Zn^{2+}$
2. من أي مستوى فرعي يتم فقد أول إلكترون من ذرة عنصر انتقاليّ في السلسلة الأولى لتكوين أيون موجب؟ 
- a.** 3s **c.** 3d
- b.** 4s **d.** 4d
3. أيُّ ممّا يأتي هو التوزيع الإلكترونيّ الصحيح للأيون  $Zn^{2+}$ ؟ 
- a.**  $[Ar]4s^03d^8$  **c.**  $[Ar]4s^03d^{10}$
- b.**  $[Ar]4s^23d^8$  **d.**  $[Ar]4s^23d^{10}$
4. أيُّ من الآتي يمثل العامل المختزل في المعادلة الكيميائية الآتية؟ 
- $$Cr_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow Cr^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)} + H_{2(g)}$$
- a.** Cr **c.**  $Cr^{2+}$
- b.**  $Cl^{-}$  **d.** HCl
5. طبقاً للجدول 2-6، أيُّ جسيم يمكن أن يعمل كعامل مؤكسد ومختزل في الوقت نفسه؟ 
- a.**  $Ni^{2+}$  **c.**  $Sc^{3+}$
- b.**  $Cu^{2+}$  **d.**  $Mn^{7+}$
6. اشرح سبب عدم قدرة ذرات الفلزّات على العمل كعوامل مؤكسدة؟ 
7. هل يكون الحديد عاملاً مؤكسداً أو عاملاً مختزلاً إذا تغيّرت حالة تأكسده في التفاعل من صفر إلى (+2)؟ اشرح إجابتك. 
8. ما الذرة التي لدى أيونها ذو الشحنة (+3) توزيع إلكترونّي حسب قاعدة هوند (بترميز "المربع-السهم") باستخدام الغاز النبيل الآتي؟ 





## هانز ألبريشت بيثي Hans Albrecht Bethe 1906-2005



الشكل 2-14 هانز ألبريشت بيثي.

لقب زملاء وطالب الدكتور هانز ألبريشت بيثي (الشكل 2-14) «بواحد من أعظم الفيزيائيين» و «الشخص الأعظم في حلّ المشكلات» في القرن العشرين. ولد في ستراسبورغ ، ألمانيا (الآن جزء من فرنسا)، وبتوجيه من الفيزيائي النظري الألماني الشهير ، أرنولد سمر فيلد Ar-nold Summerfeld ، حصل بيث على درجة الدكتوراه في العام 1926 من جامعة ميونيخ ، ألمانيا. وكانت أطروحة الدكتوراه «تحليل حيود الإلكترون في البلورات» وصل في أطروحته إلى إظهار علاقة كبيرة بين سلوك الإلكترونات والأشعة السينية. وقد ساعد عمله هذا على إعطاء مصداقية لنظرية "ميكانيكا الكم".

في ثلاثينيات القرن الماضي ، تعاون بيثي مع جون هازبروك فان فليك John Hasbrouck في تشكيل نظرية المجال البلوري (CFT). وقد دمجت نظرية CFT لاحقاً في النظرية المدارية الجزيئية (MOT) لتشكيل نظرية مجال الليجنادات (LFT) والتي استخدمت في التنبؤ بالروابط الكيميائية في مركبات العناصر الانتقالية المعقدة.

في العام 1935، بدأ العمل في جامعة كورنيل في إيثاكا ، نيويورك، الولايات المتحدة الأمريكية. وقد عاش هناك إلى أن توفي في العام 2005 عن عمر يناهز 98 سنة.



الشكل 2-15 الانفجار الذري الأول، 16 يوليو 1945.

في ثلاثينيات القرن الماضي، ساعد بيثي على استنباط المعادلات النووية التي أوضحت إنتاج الطاقة في النجوم. وتتويجاً لعمله هذا، فقد منح جائزة نوبل في العام 1967. وخوفاً من أن تكون ألمانيا الدولة الأولى التي ستطور أسلحة نووية، غادر بيث كورنيل في خلال الحرب العالمية الثانية للعمل على مشروع مانهاتن في تطوير القنبلة الذرية. بعد انتهاء الحرب، وحتى وفاته ، عمل بيث بلا كلل مع الحكومات لحظر استخدام واختبار هذه الأسلحة والحدّ منها.



## الدرس 1-2 التوزيع الإلكتروني وخصائص عناصر السلسلة الإنتقالية الأولى

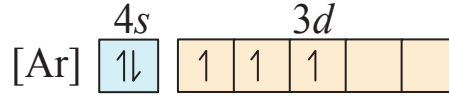
- تقع الإلكترونات الخارجيّة لعناصر السلسلة الإنتقالية الأولى في المستويين الفرعيّين (4s) و (3d).
- يُمكن كتابة التوزيع الإلكتروني لعناصر السلسلة الإنتقالية الأولى من موقعها في الجدول الدوريّ بتطبيق قاعدة هوند **Hund's rule**.
- يحتوي الكروم والنحاس على توزيع إلكتروني مختلف عن القواعد المتّبعة.
- تظهر في الغالب بلّورات ومحاليل العناصر الانتقاليّة لون خاص. ينتج اللون عن «انفصال» أفلاك (d) المُستَحَثّة بواسطة جُزيئات أو أيونات ترتبط بأيون العنصر المركزيّ، وتسمّى **Ligands**.

## الدرس 2-2 تكوين الأيونات المتعدّدة

- الجُسيمات التي لها التوزيع الإلكتروني نفسه تُسمّى **متساوية إلكترونيًا (أيزوالكترونية) Isoelectronic**.
- تشكّل العناصر الانتقاليّة أيونات مستقرة بتوزيع إلكتروني غير متساوٍ إلكترونيًا مع أي توزيع إلكتروني لأحد الغازات النبيلة.
- يمكن أن يشكّل الكثير من العناصر الانتقاليّة أيونات موجبة متعدّدة.
- يمكن لأيون العنصر الانتقاليّ أن يعمل كعامل مؤكسد ومختزل إذا كان من الممكن تحقيق حالة تأكسد أصغر أو أكبر لأيون.

اختيار من متعدد

1. ما العنصر الذي يُمثّل توزيعه الإلكترونيّ حسب قاعدة هوند (بترميز "المربّع-السهم") باستخدام الغاز النبيل الآتي:



- a. التيتانيوم  
b. الفناديوم  
c. الكروم  
d. المنجنيز
2. ما العنصر الذي له التوزيع الإلكترونيّ  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ ؟
- a. الحديد  
b. النحاس  
c. سكانديوم  
d. الكروم
3. أيُّ من العناصر الآتية يمكن أن يتمّ العثور عليه في بلّورات ذات لون أزرق؟
- a. الحديد  
b. الصوديوم  
c. الكالسيوم  
d. النحاس
4. ما العنصر الذي له حالات تأكسد موجبة متعدّدة؟
- a. النيكل  
b. الليثيوم  
c. الباريوم  
d. البوتاسيوم
5. أيُّ عنصر يشكّل كلوريدات لها الصيغة العامة  $XCl$  و  $XCl_2$ ؟
- a. الزنك  
b. الكوبالت  
c. النحاس  
d. الكروم

6. أيُّ من الأيونات متساوٍ إلكترونياً (أيزو إلكترونياً) مع  $Mn^{3+}$ ؟



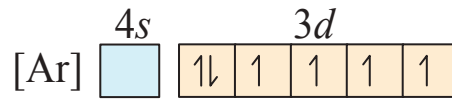
a.  $Fe^{3+}$

b.  $Ti^{3+}$

c.  $Cr^{2+}$

d.  $Mn^{2+}$

7. أيُّ من الأيونات الآتية لديه التوزيع الإلكتروني حسب قاعدة هوند (بترميز "المربع-السهم") باستخدام الغاز النبيل:



a.  $Ti^{4+}$

b.  $Fe^{2+}$

c.  $Ni^{2+}$

d.  $Zn^{4+}$

8. ما العامل المؤكسد في المعادلة الكيميائية التالية؟



a.  $FeSO_4$

b.  $H_2SO_4$

c.  $KMnO_4$

d.  $Fe_2(SO_4)_3$

9. أيُّ من الآتي يمكن أن يكون عاملاً مؤكسداً أو عاملاً مختزلاً؟



a.  $Cu^0$

b.  $Cr^{3+}$

c.  $Sc^{3+}$

d.  $Zn^{2+}$

10. ما التوزيع الإلكتروني لأيون النحاس  $Cu^+$ ؟



a.  $[Ar]4s^13d^9$

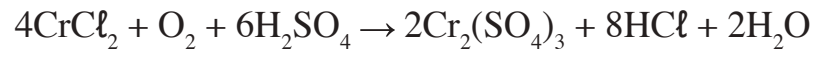
b.  $[Ar]4s^23d^8$


c.  $[Ar]4s^03d^{10}$


d.  $[Ar]4s^13d^{10}$

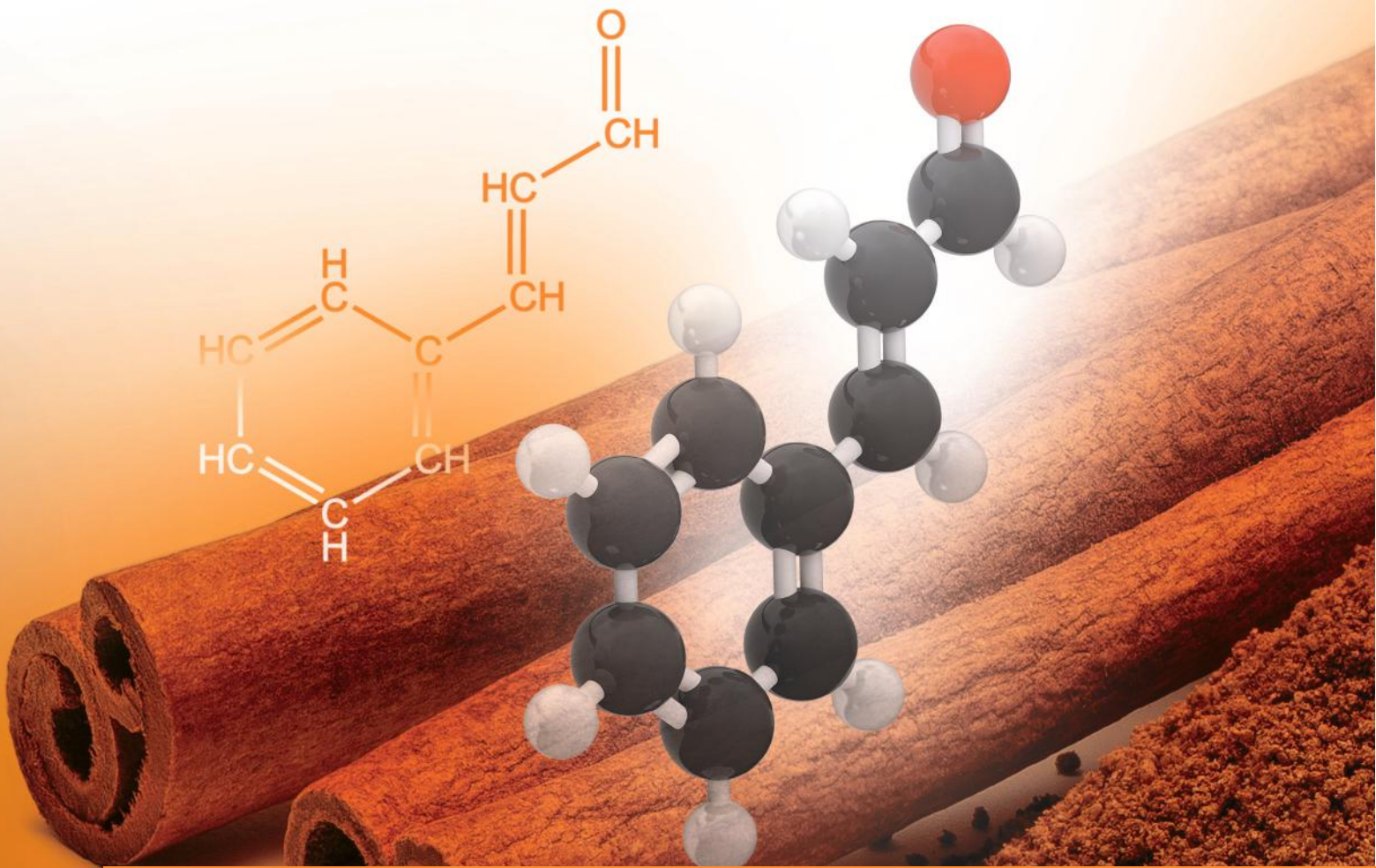
11. ارسم التوزيع الإلكتروني لذرة النحاس حسب قاعدة هوند بترميز "المرّج-السهم" لغاز نبيل. 
12. أيُّ عنصر له التوزيع الإلكتروني  $[Ar] 4s^2 3d^1$ ؟ 
13. معتمدًا على أفلاك المستوى الفرعي (d)، اشرح السبب الذي يمنع المحلول المائيّ لأيونات الكالسيوم من إظهار لون مميز. 
14. ما عدد الأفلاك نصف الممتلئة والتي سيتمّ تمثيلها من خلال التوزيع الإلكتروني لذرة الكوبالت (Co)؟ 
15. باستخدام الجدول 2-6، اكتب الصيغ الممكنة نظريًا لأكاسيد الفناديوم جميعها. 
16. أي عناصر السلسلة الانتقالية الأولى تحتوي ذراتها على إلكترون واحد غير مرتبط على الأقلّ في المستوى الفرعيّ (3d)؟ 
17. ما الاسم الذي يُطلق على الجُسيّمات التي ترتبط مباشرة بأيونات الفلزّ المركزيّ؟ 
18. ما العنصر الذي يحتوي على أيون (+2) المتساوي إلكترونيًا (إيزو إلكتروني) مع أيون  $(Cu^+)$ ؟ 
19. من حيث التوزيع الإلكتروني، اشرح سبب قدرة الكثير من عناصر السلسلة الإنتقالية الأولى على تكوين أيونات متعدّدة؟ 
20. ارسم التوزيع الإلكتروني لأيون  $Mn^{4+}$  حسب قاعدة هوند بترميز "المرّج-السهم" و بدلالة الغاز النبيل. 
21. أيُّ عنصر له أيون يحمل شحنة مقدارها (+3) له توزيع إلكترونيّ  $[Ar] 4s^0 3d^4$ ؟ 

22. حدّد كلاً من العامل المؤكسد والعامل المختزل في المعادلة الكيميائية الآتية: 



23. اشرح السبب في عدم قدرة ( $\text{Cr}^{6+}$ ) على أن يعمل كعامل مختزل، ويستطيع ( $\text{Mn}^{6+}$ ) ذلك في الوقت نفسه. 

24. اشرح سبب قدرة ( $\text{Fe}^{2+}$ ) العمل كعامل مؤكسد أو عامل مختزل. 



# الوحدة 3

## الكيمياء العضوية

### Organic Chemistry

في هذه الوحدة

**C1203**

**C1204**

الدرس 1-3: الأشكال الهندسية للجزيئات

الدرس 2-3: المركبات العضوية الأروماتية

## مقدمة الوحدة

تعتمد خصائص المركّبات العضويّة مباشرة على الأشكال البنائية لجزيئاتها. لذلك يمكن للعلماء توقّع الخصائص الجزيئية اعتمادًا على فهمهم للأشكال البنائية للجزيئات وكيفية تأثيرها في السلوك الفيزيائي والكيميائي. يمكنهم أيضًا تصميم الجزيئات وتكوينها وفقًا للخصائص المطلوبة. الدرس 1 يناقش نظريّة التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ (VSEPR)؛ وهي نظريّة خوارزمية مهمّة لتوقّع الهندسة الجزيئية.

الدرس 2 يبحث في ميكانيكية ثلاثة تفاعلات محدّدة: تفاعلات الإضافة الإلكتروفيلية في الألكينات، وتفاعلات الاستبدال النيوكليوفيلي لمجموعات الكربونيل وهاليدات الألكيل والتحلّل المائي لكلوريد الأسيل.

الدرس 3 يصف الشكل البنائي والتسمية وبعض التفاعلات لثمانية أنواع من المركّبات العضويّة الأروماتية.

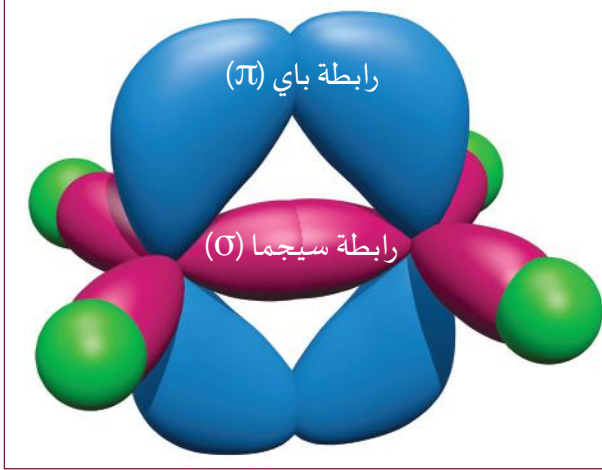
## الأنشطة والتّجارب

1-3 الأشكال الهندسية للجزيئات والامتشكلات

2-3 نمذجة المركّبات الأروماتية

# الدرس 1-3

## الأشكال الهندسية للجزيئات Molecular Geometry



الشكل 1-3 تداخل الأفلاك في الإيثين.

معظم الروابط الكيميائية في الجزيئات العضوية هي روابط تساهمية. تذكر أنّ الروابط التساهمية هي نتيجة مشاركة الإلكترونات بين ذرتين في وقت واحد. وأحد نماذج توضيح المشاركة الإلكترونية هو عرض تداخل الأفلاك الذرية والأفلاك المهجنة (المناطق التي يحتمل وجود الإلكترون فيها بنسبة 95%)، كما في (الشكل 1-3) الذي يُمثل الروابط التساهمية في مركّب الإيثين ( $C_2H_4$ , Ethene). حيث يُمثل كلّ لون نوعًا مختلفًا من الأفلاك.

تداخل أفلاك (s) للهيدروجين (اللون الأخضر) مع أفلاك ( $sp^2$ ) المهجنة للكربون (اللون الوردي) لتكوين الروابط الأحادية من النوع سيجما ( $\sigma$ ) بين ذرة كربون وذرة هيدروجين ( $C-H$ ). أمّا التداخل بين الفلكين (اللون الوردي) في وسط (الشكل 1-3) فيشكل رابطة أحادية من النوع سيجما ( $\sigma$ ) بين ذرتي كربون ( $C-C$ ). تمثّل المناطق الزرقاء المتداخلة مشاركة الإلكترونات من أفلاك (p) غير المهجنة لتكوين رابطة أخرى بين ذرتي الكربون من النوع باي ( $\pi$ ). تقع نوى ذرات الهيدروجين في وسط المناطق الخضراء، أمّا نواة كلّ من ذرتي الكربون فتقع في مكان تقاطع المناطق الوردية والزرقاء.

### المفردات



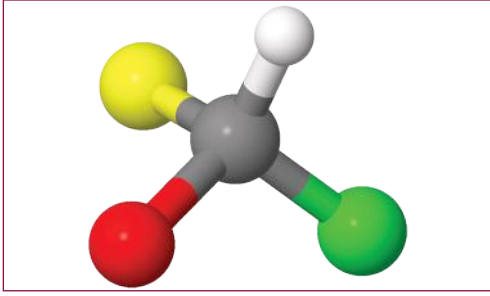
نظرية التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ (VSEPR)	
Valence shell electron pair repulsion theory	
Electron domain	المجال الإلكتروني
Hybrid orbitals	الأفلاك المهجنة
Electron domain geometry	المجال الهندسي الإلكتروني
Structural isomers	المتشكلات التركيبية (البنائية)
Stereoisomers	المتشكلات الفراغية
Optical activity	النشاط الضوئي
Chiral center	مركز كيرالي (غير متماثل)

### مخرجات التعلّم

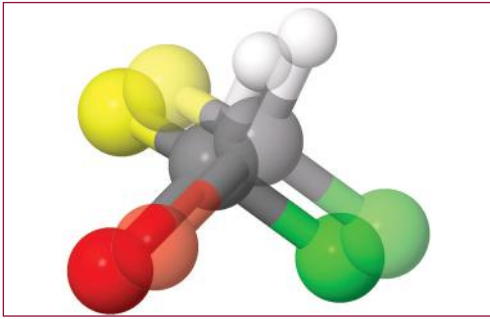
- C1203.1** يصف شكل المركبات العضوية باستخدام تداخل الأفلاك وتنافر الأزواج الإلكترونية. ويقدر قيم زوايا الروابط.
- C1203.2** يصف المتشكلات البنائية، والمتشكلات الهندسية (E-Z) في الألكينات، وكيف تؤدي المراكز غير المتماثلة (المراكز الكيرالية) إلى التشاكل الضوئي.



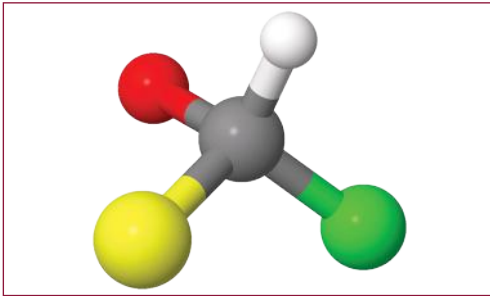
## خصائص الجزيئات وأشكالها البنائية



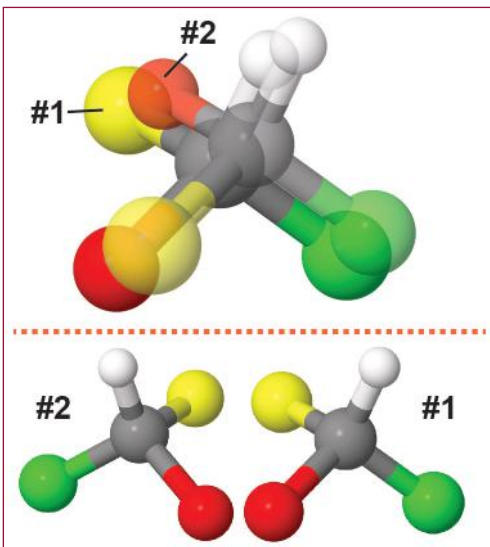
الشكل 2-3 النموذج الأول.



الشكل 3-3 جزيئات متطابقة.



الشكل 4-3 النموذج الثاني.



الشكل 5-3 جزيئات غير متطابقة ولكنها تبدو متطابقة وكأنها صورة الجزيء الأول للجزيء الثاني في المرآة.

تعتمد خصائص الجزيئات على أشكالها البنائية: كلما كانت الجزيئات أكثر تماثلاً، كانت خصائصها أكثر تشابهاً. لذلك، فإن الجزيئات المتشابهة في الأشكال البنائية قد يكون لديها خصائص فيزيائية متطابقة تقريباً، كدرجة الانصهار، درجة الغليان والكثافة. ومع ذلك، فإن بعض الاختلافات الصغيرة تجعل جزيئات متشابهة تسلك سلوكاً مغايراً في ظروف كيميائية محددة.

### جزيئات متطابقة

استخدم مجموعة النماذج الجزيئية لتصميم النموذج الظاهر في (الشكل 2-3). النموذج لديه خمس ذرات مختلفة. كُمر العمل لتصميم نموذج جزيئي مماثل.

بعد ذلك، أمسك كلا النموذجين، بحيث تكون الذرات المتماثلة في الموقع نفسه. إذا تطابق الجزيء الأول مع الجزيء الثاني تطابقاً تاماً، كما يبين (الشكل 3-3)، فإن هذين الجزيئين متطابقان superimposable. الجزيئات المتطابقة هي جزيئات المركب نفسه. وهذا اختبار للتحقق مما إذا كان الشكلان البنائيان للجزيئين متطابقين.

الآن، قم بتبديل أي من الذرتين المتصلتين بالذرة المركزية. (الشكل 4-3) يوضح أنّ موقع الذرات الحمراء والصفراء قد تمّ تبديله. يمكن للمرء أن يظنّ أن هذه الجزيئات لا تزال هي نفسها لأنّ الروابط والعناصر متشابهة.

وإذا حاولت أن تطابق بين النموذج الأول والنموذج الثاني فستجد أن ذلك مستحيل، لأنّ الروابط، وإن كانت هي نفسها، ولكنّ الموقع الفراغي للذرات مختلف. إذا كانت الجزيئات غير متطابقة not superimposable، ففي جزيئات مختلفة. لذلك، يجب تسمية هذه الجزيئات بأسماء مختلفة لأنها قد تتفاعل بشكل مختلف.

الجزيئات رقم 1 و 2 غير متطابقة. ومع ذلك، فإنّ النظر إلى هذه الجزيئات يوهم أنّها متطابقة، كأنّ الجزيء الأول صورة للجزيء الثاني في المرآة. (الشكل 5-3).

## نظرية (VSEPR) والمجالات الإلكترونية

نظرية التنافرين أزواج إلكترونات التكافؤ (VSEPR) هي نظرية مفيدة لتوقع أشكال الجزيئات وقيم زوايا الروابط باستخدام مفاهيم تداخل الأفلاك وتقليل تنافر الأزواج الإلكترونية.

تُسمى مجموعات الإلكترونات في المستوى الفرعي الواحد **المجال الإلكتروني Electron domain**. يمكن أن تكون المجالات الإلكترونية عبارة عن إلكترونات مفردة (غير مشاركة) من ذرة مركزية أو إلكترونات مرتبطة بين ذرة مركزية وذرة جانبية (ذرة مرتبطة بالذرة المركزية). هناك خمسة أنواع من المجالات الإلكترونية، كما هو موضح في الجدول 1-3، حيث تمثل «X» ذرة مركزية و «A» تمثل ذرة جانبية.

الجدول 1-3 أنواع المجالات الإلكترونية.

تمثيل لويس	نوع المجال الإلكتروني
$\cdot X$	غير مرتبط (مفرد، غير مشارك): إلكترون منفرد
$:X$	غير مرتبط (مفرد، غير مشارك): زوج من الإلكترونات
$X-A$	مرتبط (مشارك): الإلكترونات تكوّن رابطة تساهمية أحادية من نوع سيغما ( $\sigma$ )
$X=A$	مرتبط (مشارك): الإلكترونات تكوّن رابطة تساهمية ثنائية، إحداها رابطة سيغما ( $\sigma$ ) والأخرى من نوع باي ( $\pi$ )
$X\equiv A$	مرتبط (مشارك): الإلكترونات تكوّن رابطة تساهمية ثلاثية، واحدة من نوع سيغما ( $\sigma$ ) واثنان من نوع باي ( $\pi$ )

### مثال 1

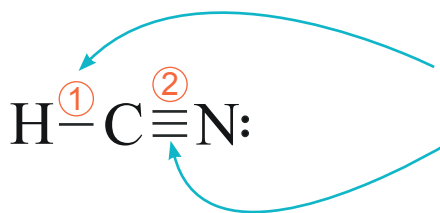
مستخدمًا تركيب لويس النقطي لجزيء سيانيد الهيدروجين (HCN) hydrogen cyanide، حدّد عدد المجالات الإلكترونية حول ذرة الكربون. صنّف كلّ مجال إلكتروني بحسب النوع.

المعطى



الحلّ

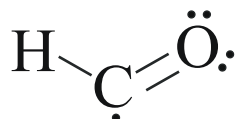
هناك مجالان للإلكترونات حول ذرة الكربون



- رقم 1 = مجال إلكتروني مرتبط - رابطة تساهمية أحادية
- رقم 2 = مجال إلكتروني مرتبط - رابطة تساهمية ثلاثية

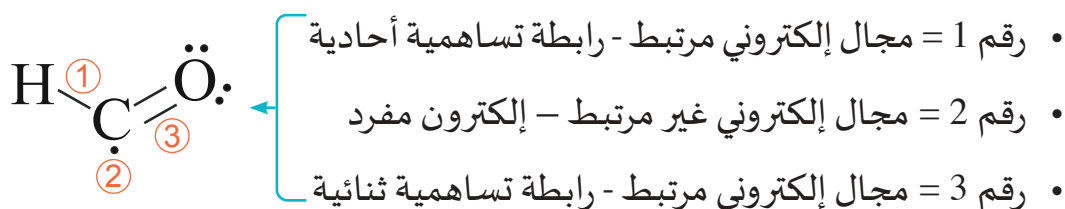
باستخدام تركيب لويس النقطي للشقّ الحرّ أكسوميثيل (oxomethyl radical) (CHO) الشديد التفاعل، حدّد عدد المجالات الإلكترونية حول ذرّة الكربون، ثمّ صنّف كلّ مجال إلكتروني بحسب النوع.

المعطى



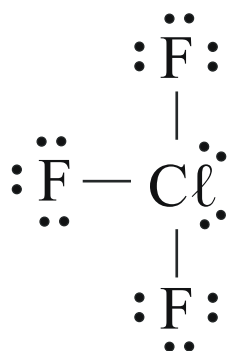
الحلّ

هناك ثلاثة مجالات إلكترونية حول ذرّة الكربون



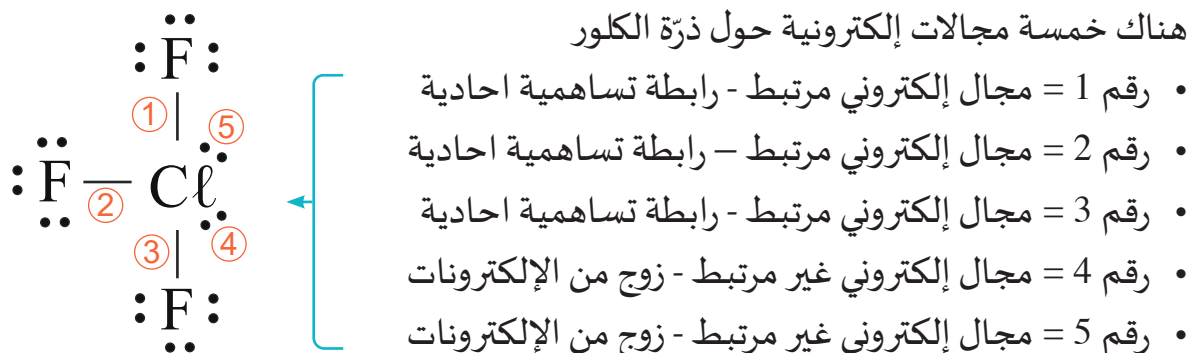
مستخدمًا تركيب لويس النقطي لجزيء ثلاثي فلوريد الكلور (chlorine trifluoride) (ClF<sub>3</sub>)، حدّد عدد المجالات الإلكترونية حول ذرّة الكلور، ثمّ صنّف كلّ مجال إلكتروني بحسب النوع.

المعطى



الحلّ


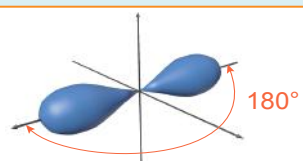
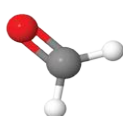
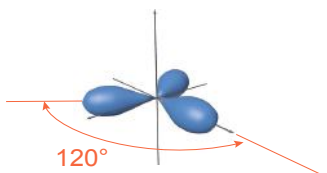
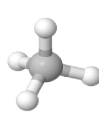
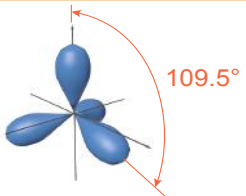
هناك خمسة مجالات إلكترونية حول ذرّة الكلور



## تهجين الأفلاك

عندما ترتبط الذرات بذرات أخرى في جزيء، تتغير أفلاك إلكترونات التكافؤ لبعض الذرات. بعض الأفلاك حول الذرة المركزية في الجزيء تُهجن إلى أفلاك جديدة، تُسمى **الأفلاك المهجنة Hybrid orbitals**. تتوقع نظرية VSEPR تكوين خمسة أنواع من الأفلاك المهجنة عند تهجين مجموعة من المستويات الفرعية المختلفة (s) و (p) و (d). هذه الأنواع الخمسة من التهجين تشكل **المجال الهندسي الإلكتروني Electron domain geometry** (الجدول 2-3).

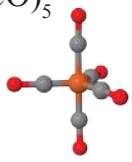
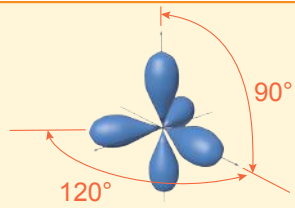
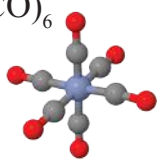
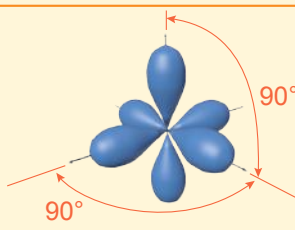
**الجدول 2-3** المجال الهندسي الإلكتروني وتهجين الأفلاك.

مثال	المجال الهندسي الإلكتروني الفراغي	نوع التهجين	المجال الهندسي الإلكتروني	عدد المجالات الإلكترونية
$C_2H_2$ 		sp	خطي	2
$CH_2O$ 		$sp^2$	مثلث مسطح	3
$CH_4$ 		$sp^3$	رباعي الأوجه	4

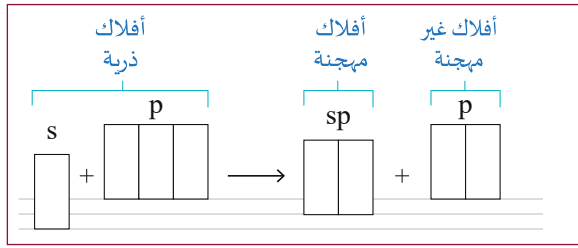
## إثرائي : أنواع تهجين أخرى



هذه الأنواع من التهجين لا تنطبق كثيرًا على المركبات العضوية. ولكنها تحدث في بعض المركبات المهمة مثل فلزات الكربونيل.

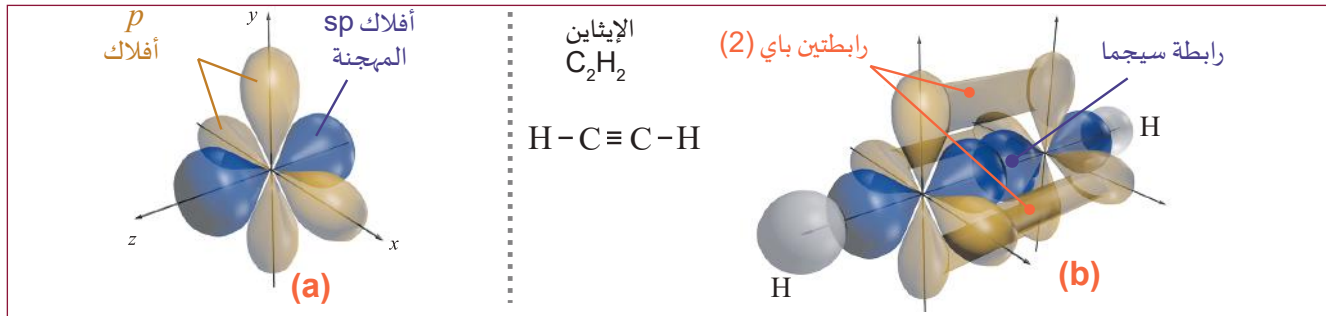
$Fe(CO)_5$ 		$sp^3d$	هرم مزدوج ثلاثي	5
$Cr(CO)_6$ 		$sp^3d^2$	ثمانّي الأوجه	6

## أفلاك «sp» المهجنة



عندما يندمج فلك (s) مع فلك واحد من (p) من الذرة المركزية، يتكوّن فلکان مهجّنان منفصلان يُسمّى كلّ منهما فلك «sp» المهجّن كما في الألكينات (الشكل 6-3).

الشكل 6-3 التهجين sp.

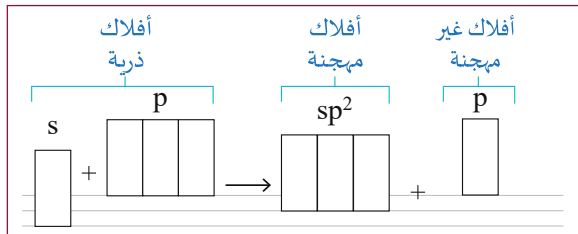


الشكل 7-3 حالة التهجين (sp) لجزيء الإيثاين ذي الشكل الهندسي الخطي.

عندما يتداخل الفلکان المتبقيان (p) غير المهجّنين مع فلكين (p) آخرين غير مهجّنين من ذرة أخرى تتكوّن رابطتان من النوع باي ( $\pi$ ) في الرابطة التساهمية الثلاثية.

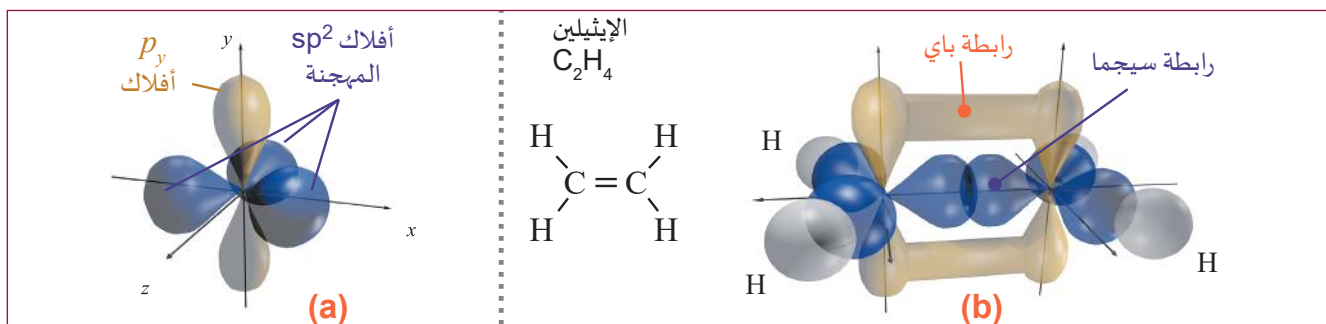
يشغل الفلکان (sp) موقعين حول الذرة المركزية بزواوية  $180^\circ$  من أجل تقليل تنافر الإلكترونات. هذا المجال الهندسي الإلكتروني يُسمّى «الشكل الهندسي الخطي»، والمثال على ذلك جزيء الإيثاين ethyne (الشكل 7-3).

## أفلاك "sp<sup>2</sup>" المهجنة



عندما يندمج فلك (s) مع فلكين (p) من الذرة المركزية، تتكوّن ثلاثة أفلاك مهجنة منفصلة، يُسمّى كلّ منها أفلاك ( $sp^2$ ) المهجنة كما يوضّح (الشكل 8-3). يمكن أن يؤدي تداخل الفلک (p) المتبقّي غير المهجّن والفلک (p) غير المهجّن من ذرة أخرى إلى تكوين رابطة واحدة

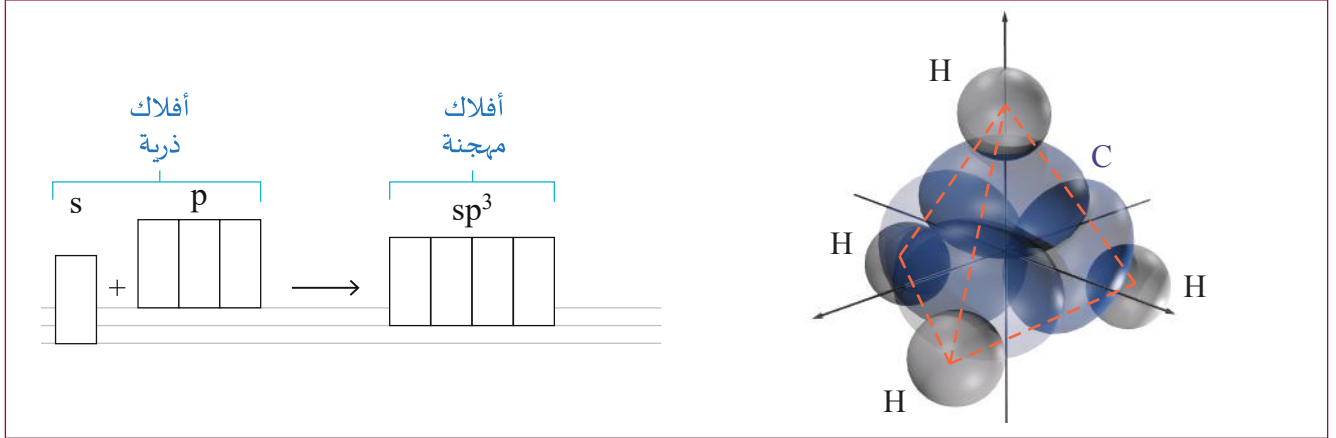
من النوع ( $\pi$ ) في الرابطة التساهمية الثنائية، كما هي الحال في الألكينات. الأفلاك ( $sp^2$ ) الثلاثة المهجنة تتباعّد بزواوية  $120^\circ$  حول الذرة المركزية لتقليل تنافر الإلكترونات. هذا المجال الهندسي الإلكتروني يُسمّى مثلث مسطح، والمثال على ذلك جزيء الإيثين (الإيثيلين) ethylene كما يوضّح (الشكل 9-3).



الشكل 9-3 حالة التهجين ( $sp^2$ ) لجزيء الإيثيلين ذي الشكل الهندسي المثلث المسطح.

## أفلاك «sp<sup>3</sup>» المهجنة

أفلاك (sp<sup>3</sup>) المهجنة تتكوّن عندما تندمج أفلاك (p) الثلاثة مع الفلك (s). تتباعد أفلاك (sp<sup>3</sup>) الأربعة المهجنة بزوايا 109.5° لتكوّن الشكل الهندسي رباعي الأوجه، وهو الشكل المألوف والمرتبط بذرات الكربون في الجزيئات العضوية كما في الألكانات. وأفضل مثال على ذلك جزيء الميثان methane كما هو موضّح في (الشكل 10-3).



الشكل 10-3 حالة التهجين sp<sup>3</sup> في جزيء الميثان ذي شكل هندسي رباعي الأوجه.

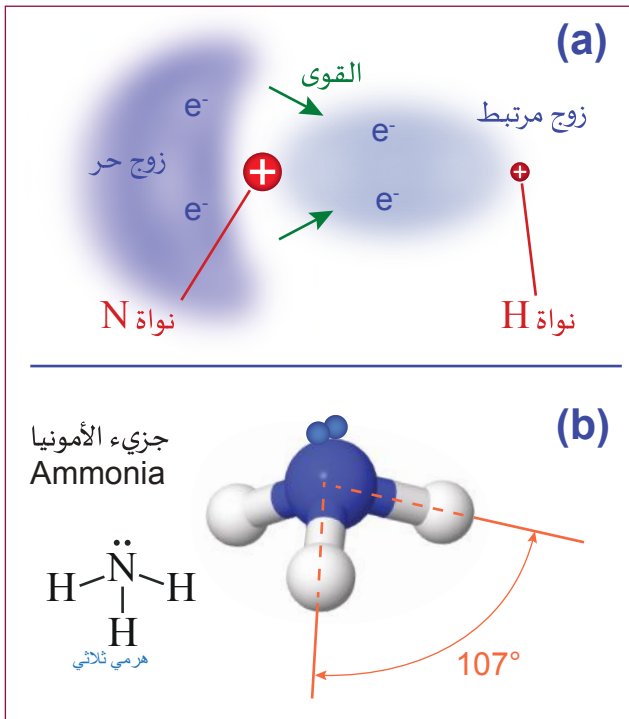
## الأزواج الحرّة (غير المرتبطة)

عندما تشغل الأفلاك المهجنة أزواجًا حرّة من الإلكترونات، تضغط زوايا الرابطة حول الفلك قليلاً، كما هي الحال في جزيء الأمونيا NH<sub>3</sub>.

• يحتلّ الزوج الحرّ الوحيد مساحة أكبر من مساحة أزواج الإلكترونات المرتبطة (الشكل a11-3).

• يضغط زوج الإلكترونات الحرّ على الأزواج المرتبطة، ممّا يسبّب ضغط زاوية الرابطة إلى 107° بدلاً من 109.5° كما في الشكل الهندسي الهرمي الثلاثي (الشكل b11-3).

سلوك مماثل نراه في هندسة المجالات الإلكترونية الأخرى. حيث تضغط أزواج الإلكترونات الحرّة على زوايا الرابطة المكوّنة من أزواج إلكترونات مرتبطة.

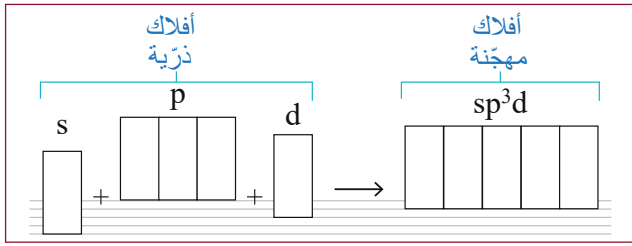


الشكل 11-3 الكثافة الإلكترونية لكل من: (a) زوج إلكتروني حرّ (b) أزواج إلكترونية مرتبطة.

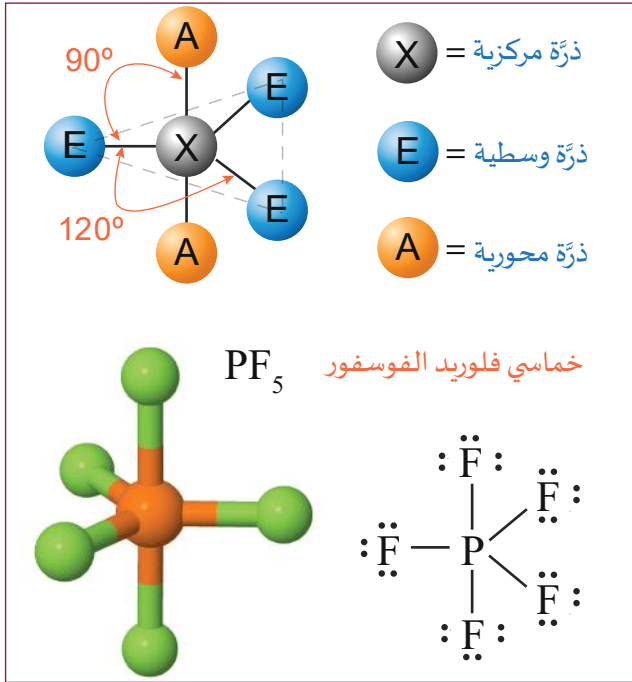
تخيّل جزيء الماء الذي له شكل منحني. اشرح كيف يأتي الشكل المنحني من الشكل الهندسي رباعي الأوجه مستخدماً فكرة الأزواج الحرّة (غير المرتبطة).



## إثرائي: أفلاك «sp<sup>3</sup>d» المهجّنة



الشكل 12-3 التهجين sp<sup>3</sup>d.



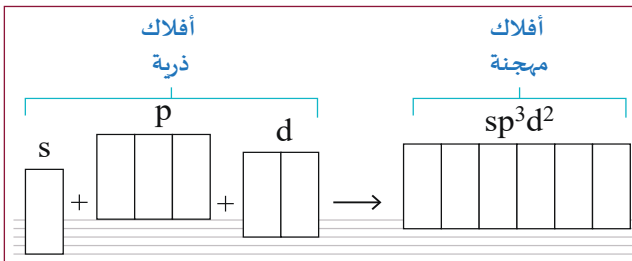
الشكل 13-3 المواضع الوسطية والمحورية في الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني هرمي مزدوج ثلاثي.

تتكوّن الأفلاك الخمسة «sp<sup>3</sup>d» المهجّنة عندما يندمج فلك (s)، وثلاثة أفلاك (p)، وفلك واحد (d) (الشكل 12-3). أما الأفلاك (d) الذرية المتبقية فتبقى غير مهجّنة.

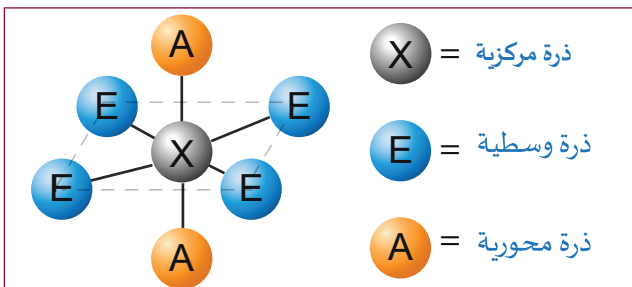
تنتشر الأفلاك المهجّنة الخمسة، ممّا يؤدي إلى الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني الذي يُسمّى الشكل الهرمي المزدوج الثلاثي. في هذا الشكل الهندسي، توجد ثلاثة أفلاك مهجّنة في موقع وسطي بشكل هندسي مثلث مسطح بزوايا 120°. أما الفلكان المهجّنان المتبقيان فقد احتلّا المواضع المحورية بزوايا 90° من الأفلاك الوسطية كما هو موضّح في (الشكل 13-3).

مثال جيد للشكل الهندسي الهرمي المزدوج الثلاثي هو جزيء خماسي فلوريد الفوسفور، PF<sub>5</sub>. ذرة الفسفور المركزية تترايط مع ذرات الفلور الخمس من خلال خمس روابط تساهمية أحادية. لذلك، نجد أنّ الشكل الذي يقلل من تنافر الإلكترونات هو الذي يضع ذرات الفلور الخمس في المواضع الوسطية والمحورية.

## إثرائي: أفلاك «sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup>» المهجّنة



الشكل 14-3 التهجين sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup>.



الشكل 15-3 المواقع الوسطية والمحورية في الشكل الهندسي ثماني الأوجه.

تتكوّن ستة أفلاك "sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup>" المهجّنة من خلال دمج فلك (s) في ثلاثة أفلاك (p) وفلكي (d) (الشكل 14-3). وتبقى الأفلاك الذرية (d) الثلاثة المتبقية غير مهجّنة.

تنتشر الأفلاك المهجّنة الستة لتؤدي إلى شكل هندسي للمجال الإلكتروني يُسمّى "ثمانية الأوجه". في هذا الشكل الهندسي، توجد أربعة أفلاك مهجّنة تأخذ المواقع الوسطية في شكل مُربّع مسطح بزوايا 90°. أما الفلكان المهجّنان الآخران فيأخذان مواقع محورية بزوايا 90° من المحور الوسطي للأفلاك، كما هو موضّح في (الشكل 15-3).

## الشكل الهندسي الجزيئي

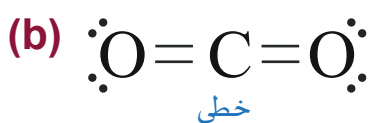
الشكل الهندسي الجزيئي يمثل شكل الجزيء من خلال ملاحظة مواقع الذرات في الجزيء. تُستخدم الإلكترونات الحرة لتوقع الأشكال الهندسية الجزيئية، ولكنها ليست جزءاً من الشكل الهندسي المُلاحظ للجزيء.

يمكن توقع الشكل الهندسي للجزيء من الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني وليس بالضرورة أن يكونا متشابهين. 

### تُستخدم الخطوات الآتية للتنبؤ بالشكل الهندسي الجزيئي للجزيء:

- حدّد الذرة المركزية، وتكون في أغلب الأحيان الذرة ذات السالبية الكهربية الأقل والتي تكون أكبر عدد من الروابط.
  - حدّد عدد المجالات الإلكترونية حول الذرة المركزية، والذي يمكن توقعه من مخطّط تمثيل لويس النقطي.
  - توقع المجال الهندسي الإلكتروني حول الذرة المركزية من عدد المجالات الإلكترونية. الأفلاك المهجّنة وقيم زوايا الرابطة المثالية يتم توقعها من المجال الهندسي الإلكتروني.
  - توقع الشكل الهندسي الجزيئي من المجال الهندسي الإلكتروني باستخدام عدد المجالات الإلكترونية المرتبطة وغير المرتبطة حول الذرة المركزية. ويمكن توقع قيم الزوايا التي تمّ ضغطها عند توقع الشكل الهندسي للجزيء.
- قواعد توقع الأشكال الهندسية الجزيئية من المجالات الإلكترونية وعدد المجالات الإلكترونية المرتبطة وغير المرتبطة سيتم شرحها في الصفحات القليلة القادمة.

### الأشكال الهندسية الجزيئية المتوقعة من المجال الهندسي الإلكتروني الخطّي



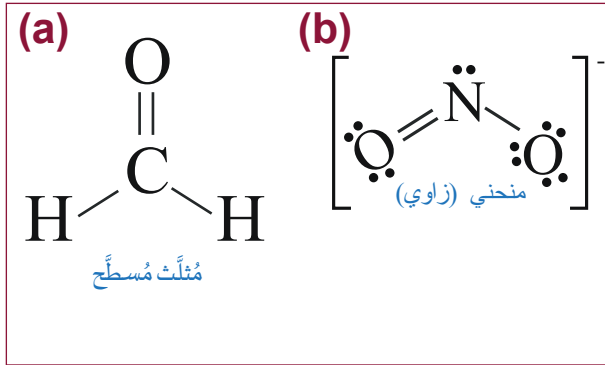
الشكل الهندسي الجزيئي الخطّي هو الشكل الهندسي الجزيئي الوحيد الذي يمكن توقعه من المجال الهندسي الإلكتروني الخطّي. شكل الجزيء يبقى خطيّاً سواء أكان للذرة المركزية رابطة تساهمية واحدة أحادية أم ثنائية أم ثلاثية ومجال إلكتروني حرّ واحد (غير مرتبط) كما هو موضّح في (الشكل 3-16a) أو مجالان من الإلكترونات المرتبطة كما هو واضح في (الشكل 3-16b).

الشكل 3-16 الأشكال الهندسية الجزيئية من المجال الهندسي الإلكتروني الخطّي.



## الأشكال الهندسية المُسطَّحة ورباعية الأوجه

الأشكال الهندسية الجزيئية المتوقعة من المجال الهندسي الإلكتروني المثلث المسطح

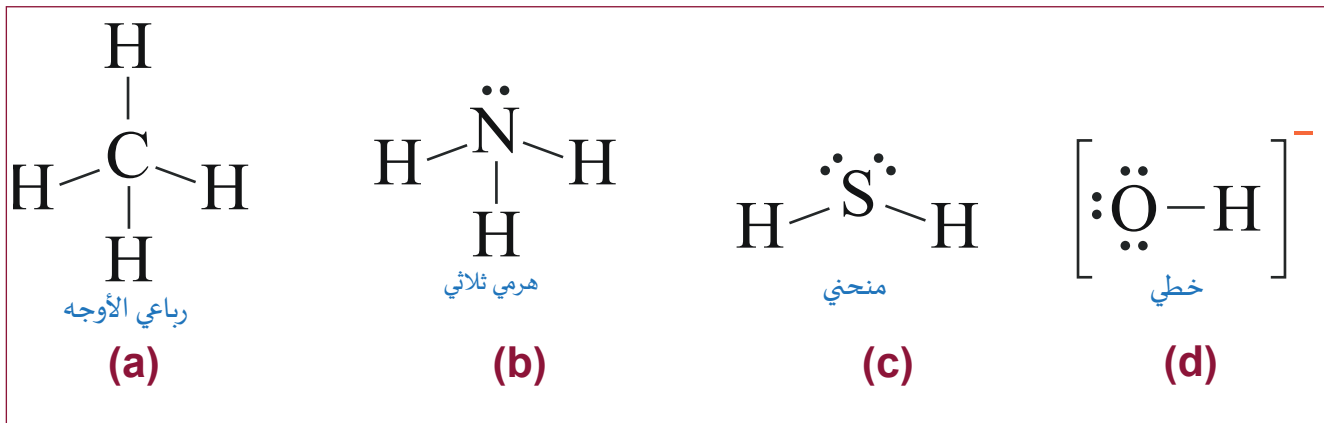


الشكل 3-17 الفورمالدهيد وأيون النيتريت أمثلة عن الشكل الهندسي الإلكتروني المثلث المسطح.

شكليين هندسيين ممكن توقعهما من الشكل الهندسي ذو الثلاث مجالات إلكترونية. الشكل الأول لجزيء الفورمالدهيد ( $\text{CH}_2\text{O}$ ) المبين في (الشكل 3-17a)، فإذا كانت المجالات الإلكترونية الثلاثة مرتبطة، فإن الشكل الهندسي الجزيئي هو أيضاً مثلث مسطح. أما إذا كان أحد المجالات الإلكترونية الثلاثة غير مرتبط (زوج حر)، فإن شكل الجزيء يكون منحنياً، وهو ما يعرف أيضاً بالشكل الزاوي كما في (الشكل 3-17b). يعتبر أيون النيتريت  $\text{NO}_2^-$  أفضل مثال على ذلك، حيث يمثل زوج الإلكترونات الحر المجال الإلكتروني الثالث.

## الأشكال الهندسية الجزيئية المتوقعة من المجال الهندسي الإلكتروني الرباعي الأوجه.

يتمّ توقُّع الشكل الهندسي الجزيئي رباعي الأوجه إذا كانت جميع المجالات الإلكترونية مرتبطة (الشكل 3-18a). أما إذا استبدلت بالمجالات الإلكترونية المرتبطة واحداً تلو الآخر مجالات إلكترونية غير مرتبطة، فإنّ الشكل الهندسي الجزيئي يتحوَّل إلى هرمي ثلاثي (الشكل 3-18b)، ثم إلى مُنحني (الشكل 3-18c)، وأخيراً إلى خطّي (الشكل 3-18d).



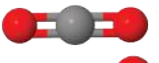
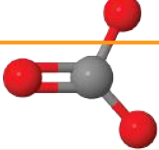

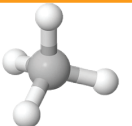


الشكل 3-18 الأشكال الهندسية الجزيئية من المجال الهندسي الإلكتروني الرباعي الأوجه.

### ملاحظة

- يتطابق الشكل الهندسي الجزيئي تماماً مع المجال الهندسي الإلكتروني عندما تكون جميع المجالات الإلكترونية مرتبطة.
- أما الشكل الهندسي الجزيئي الخطّي فيكون متوقعاً إذا كان للذرة المركزية مجال إلكتروني مرتبط واحد فقط. لذلك، سيتم استبعاد هذه الحالة من الشرح التالي للأشكال الهندسية الجزيئية.

## ملخص الأشكال الهندسية الجزيئية

الجدول 3-3 الأشكال الهندسية الجزيئية وقيم زوايا الرابطة المثالية.

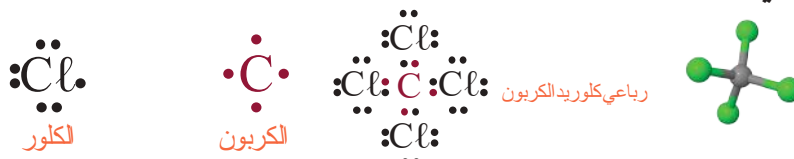
مثال جزيء أو أيون	قيم زوايا الرابطة الفعلية	قيم زوايا الرابطة المثالية	الأشكال الهندسية الجزيئية	شكل المجال الهندسي الإلكتروني	المجالات الإلكترونية غير المرتبطة	المجالات الإلكترونية المرتبطة	المجالات الإلكترونية
CO <sub>2</sub> 	180°	180°	خطي	خطي	0	2	2
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> 	120° رنين	120°	مثلث مسطح	مثلث مسطح	0	3	3
SO <sub>2</sub> 	119°	120°	منحنٍ (زاوي)	مثلث مسطح	1	2	3
CH <sub>4</sub> 	109.5°	109.5°	رباعي الأوجه	رباعي الأوجه	0	4	4
NH <sub>3</sub> 	107°	109.5°	هرمي ثلاثي	رباعي الأوجه	1	3	4
H <sub>2</sub> O 	104.5°	109.5°	منحنٍ	رباعي الأوجه	2	2	4

### مثال 4

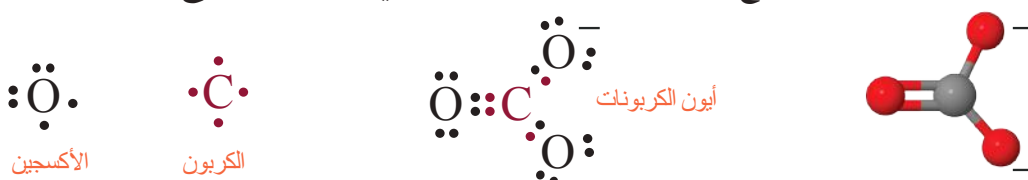
توقع نوع تهجين الأفلاك والشكل الهندسي الجزيئي للمركب رباعي كلوريد الكربون CCl<sub>4</sub> وأيون الكربونات (CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>)

### الحل

يحتوي الكربون على أربعة إلكترونات تكافؤ، ما يجعل له أربعة مجالات إلكترونية مرتبطة: نوع التهجين (sp<sup>3</sup>) وشكل الجزيء رباعي الأوجه.



ذرة الكربون المركزية في أيون الكربونات (CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>) لديها ثلاثة أزواج إلكترونات مرتبطة، أي إن لذرة الكربون ثلاثة مجالات إلكترونية: نوع التهجين (sp<sup>2</sup>) وشكل الجزيء مثلث مسطح.





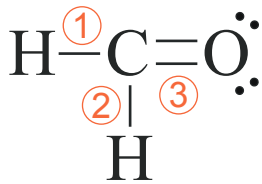
توقع نوع تهجين الأفلاك والشكل الهندسي الجزيئي لجزيء الفورمالدهيد (HCHO) formaldehyde. ارسـم الجزيء بـقيم زوايا تقريبية صحيحة مبينًا الإلكترونات غير المرتبطة إن وجدت .

### الحلّ

#### الخطوة 1: تحديد الذرة المركزية.

يملك الهيدروجين أدنى سالبية كهربائية بين الذرات الثلاث المكوّنة لهذا الجزيء. ولكن يستحيل أيضًا أن يكون الهيدروجين هو الذرة المركزية لأنه يشكّل رابطة تساهمية أحادية واحدة فقط. وبالتالي، فإنّ الكربون يُحدّد على أنه الذرة المركزية.

#### الخطوة 2: تحديد عدد المجالات الإلكترونية حول ذرة الكربون.

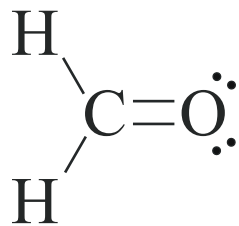


من خلال تركيب لويس النقطي للجزيء، توجد 3 مجالات إلكترونية حول ذرة الكربون. يمكن توقع حالة التهجين للأفلاك من خلال عدد المجالات الإلكترونية. ولأنّ هناك ثلاثة مجالات إلكترونية، فإنّ نوع تهجين ذرة الكربون هو ( $sp^2$ ).

#### الخطوة 3: توقع الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني.

«مثلث مسطح» هو الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني المتوقع لـ 3 مجالات إلكترونية حول الذرة المركزية.

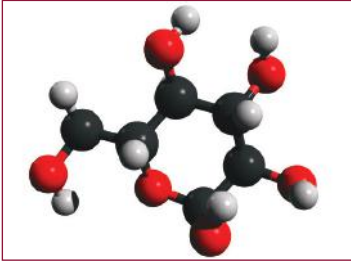
#### الخطوة 4: توقع الشكل الهندسي الجزيئي.



إذا كانت جميع المجالات الإلكترونية مرتبطة، فإنّ الشكل الهندسي الجزيئي هو شكل المجال الإلكتروني نفسه. وبالتالي، فإنّ شكل الجزيء المتوقع هو مثلث مسطح. أمّا قيم الزوايا المثالية بين الروابط في شكل المجال الإلكتروني لمثلث مسطح فهي  $120^\circ$ .

المجالات الإلكترونية حول ذرة الكربون في الفورمالدهيد ليست متطابقة. لذلك، فإنّ من المتوقع أن تكون قيم الزوايا بين الروابط قريبة من  $120^\circ$ . لذلك، فإنّنا نتوقع أن تكون قيم الزوايا أقلّ أو أكثر بقليل من  $120^\circ$ . توقع قيمة منطقية للزوايا ثم ابحث عن قيم زوايا الرابطة المقاسة للفورمالدهيد لتقييم توقعك.





الشكل 19-3 الشكل الحلقي للجلوكوز.

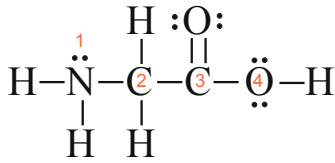
## أشكال الجزيئات العضوية

الكثير من الجزيئات العضوية كبيرة، ولها أشكال معقدة، مثل الجلوكوز (الشكل 19-3). يمكن توقع أشكال هذه الجزيئات من خلال تحليل الشكل الهندسي للذرات الداخلة في تركيب سلسلتها و حلقاتها كلاً على حدى.

يتم تحليل أشكال الجزيئات الكبيرة عن طريق تحديد الشكل الهندسي الجزيئي لكل ذرة داخلية.

لوضع تصوّر مناسب لشكل جزيء عضوي مُعقّد، نتبع الخطوات نفسها المستخدمة لجزيء بسيط ونعيد هذه الخطوات لكل ذرة داخلية. عادة ما تكون الذرات الداخلية في أكثر الأحيان ذرة كربون أو أكسجين أو نيتروجين.

على سبيل المثال لنأخذ الحمض الأميني الجلايسين **glycine** ( $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ ). ارسم تركيب لويس النقطي لهذا الجزيء ورقم الذرات الداخلية لنبين العملية بشكل أوضح.

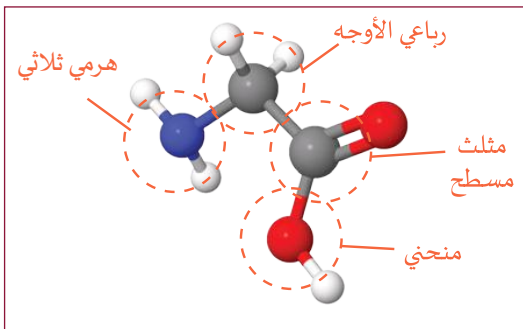


التحليل لكل ذرة داخلية مبيّن في (الجدول 4-3)

تعتبر قيم زوايا الرابطة مثالية إلى أن يثبت أنه هناك احتمال آخر مثال في جزيء الأمونيا  $\text{NH}_3$  حيث يضغط زوج الإلكترونات الحر على الزاوية ويغيّر قيمتها.

الجدول 4-3 جدول الشكل الهندسي الجزيئي المتوقع.

الشكل الهندسي الجزيئي المتوقع	عدد المجالات الإلكترونية غير المرتبطة	عدد المجالات الإلكترونية المرتبطة	قيم زوايا الرابطة المثالية	الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني	عدد المجالات الإلكترونية	الذرة الداخلية
هرمي ثلاثي	1	3	$109.5^\circ$	رباعي الأوجه	4	رقم 1: (N)
رباعي الأوجه	0	4	$109.5^\circ$	رباعي الأوجه	4	رقم 2: (C)
مثلث مسطح	0	3	$120^\circ$	مثلث مسطح	3	رقم 3: (C)
منحني	2	2	$109.5^\circ$	رباعي الأوجه	4	رقم 4: (O)



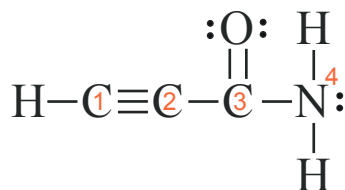
الشكل 20-3 الشكل الجزيئي من الأشكال الهندسية الذرية الفردية.

وبالجمع بين الأشكال الهندسية الفردية نصل إلى التركيب البنائي الموضّح في (الشكل 20-3).

لفهم أشمل للشكل الجزيئي، يجب أن نأخذ بعين الاعتبار تأثر المجموعات الذرية المجاورة بعضها ببعض. في الجزيئات المعقدة، يمكن أن يسبب التنافر الكهروستاتيكي من الذرات المجاورة غير المرتبطة تغييراً في قيم زوايا الرابطة.

## أشكال الجزيئات العضوية - أمثلة

مثال 6

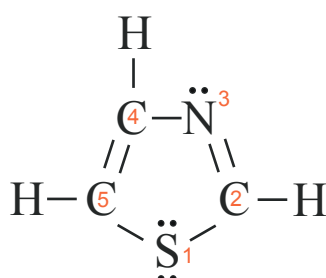


الأشكال الهندسية الجزيئية للذرات الأربع الداخلية للبروبانين أميد (CHCCONH<sub>2</sub>) propynamide.

**الحلّ** التحليل والأشكال الهندسية في الجدول أدناه.

الشكل الهندسي الجزيئي المتوقع	عدد المجالات الإلكترونية غير المرتبطة	عدد المجالات الإلكترونية المرتبطة	قيم زوايا الرابطة المثالية	الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني	عدد المجالات الإلكترونية	الذرة الداخلية
خطي	0	2	180°	خطي	2	رقم 1: (C)
خطي	0	2	180°	خطي	2	رقم 2: (C)
مثلث مسطح	0	3	120°	مثلث مسطح	3	رقم 3: (C)
هرمي ثلاثي	1	3	109.5°	رباعي الأوجه	4	رقم 4: (N)

مثال 7





التركيب المكوّن لجزيء الفيتامين B1 (الثيامين thiamine) هو الثيازول thiazole. تتكوّن حلقتة من إلكترونات غير متمركزة. أحد التراكيب الرنينية للثيازول مبيّن إلى اليسار. استخدم هذا التركيب لتتوقع الشكل الهندسي الجزيئي للذرات الحلقة الداخلية الخمس.

**الحلّ** التحليل والأشكال الهندسية في الجدول أدناه.

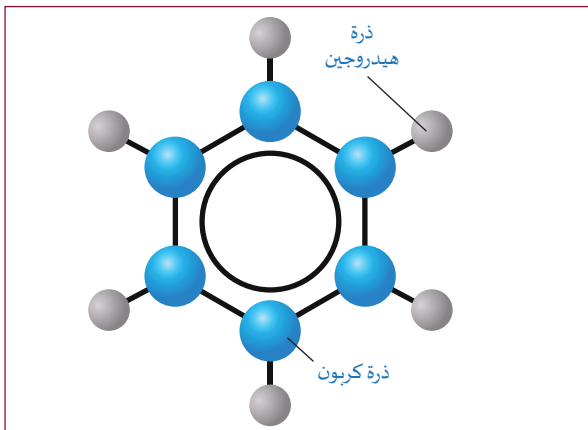
الشكل الهندسي الجزيئي المتوقع	عدد المجالات الإلكترونية غير المرتبطة	عدد المجالات الإلكترونية المرتبطة	قيم زوايا الرابطة المثالية	الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني	عدد المجالات الإلكترونية	الذرة الداخلية
منحنٍ	2	2	109.5°	رباعي الأوجه	4	رقم 1: (S)
مثلث مسطح	0	3	120°	مثلث مسطح	3	رقم 2: (C)
منحنٍ	1	2	120°	مثلث مسطح	3	رقم 3: (N)
مثلث مسطح	0	3	120°	مثلث مسطح	3	رقم 4: (C)
مثلث مسطح	0	3	120°	مثلث مسطح	3	رقم 5: (C)

تشير القياسات التجريبية لقيمة زاوية الرابطة C—S—C إلى أنها 101.1°. وهذا أصغر بكثير من الزاوية المثالية المتوقعة 109.5°. اشرح سبب هذا الفرق الكبير.

1. ما الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني المتوقع لذرة ذات 3 مجالات إلكترونية؟ 
- a. خطي  
b. رباعي الأوجه  
c. مثلث مسطح  
d. هرمي مزدوج ثلاثي
2. ما نوع تهجين الأفلاك الذي ينتج عنه الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني المثلث المسطح؟ 
- a. sp  
b. sp<sup>2</sup>  
c. sp<sup>3</sup>  
d. sp<sup>3</sup>d

# الدرس 2-3 المركبات العضوية الأروماتية Aromatic Organic Compounds

يصف هذا الدرس مركبات عضوية مختارة تحتوي على حلقة البنزين، ويشرح تفاعلات هذه المركبات. الحلقة الموجودة في الداخل المبينة في (الشكل 21-3) تمثل ستة إلكترونات موجودة في ثلاث روابط من نوع باي ( $\pi$ )، والتي تكون مشتركة بين ذرات الكربون الست جميعها المكوّنة لحلقة البنزين.



الشكل 21-3 البنزين.

## المفردات



Arenes	الأرينات
Alkylarenes	ألكيل الأرينات
Benzylic position	الموقع البنزيلي
Benzylic hydrogen	الهيدروجين البنزيلي
	هاليدات الأريل (الأرينات الهالوجينية)
Halogenoarenes	
Phenol	الفينول
Phenyl	الفينيل
Benzaldehyde	البنزالدهيد
Benzoic acid	حمض البنزويك
Benzoate	البنزوات

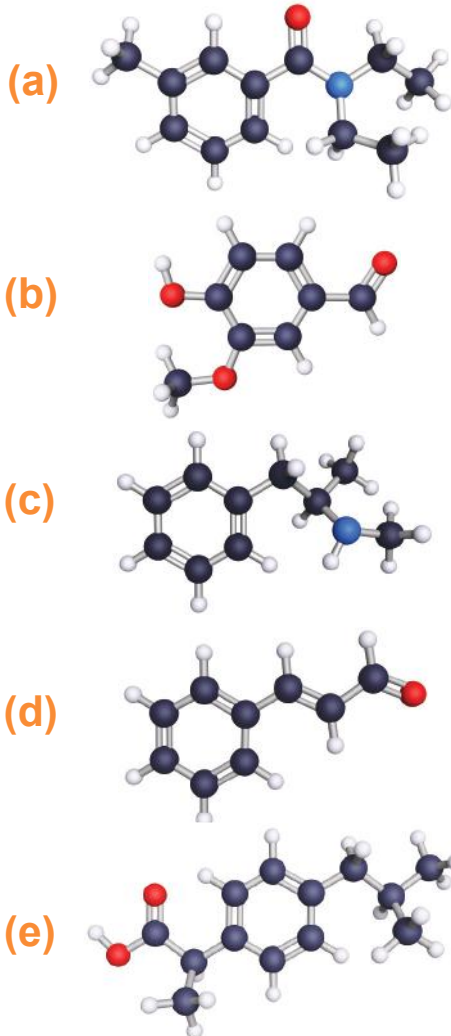
## مخرجات التعلّم

- C1204.1** يفسر ويستخدم طريقة تسمية، وكتابة الصيغ البنائية لفئات المركبات الأروماتية الآتية:
- الأرينات.
  - هاليدات الأريل (الأرينات الهالوجينية).
  - الفينولات.
  - الألدهيدات والكيثونات الأروماتية.
  - الأحماض الكربوكسيلية والأسترات، وكلوريدات الأسيل الأروماتية.
- C1204.2** يصف كيمياء الأرينات (على سبيل المثال البنزين، وميثيل البنزين)؛ كما يتضح من تفاعلات الاستبدال (الإحلال) بالكثروفيلات مثل تفاعل نيترة وأكسدة السلسلة الجانبية.
- C1204.3** يدرس ميكانيكية الاستبدال (الإحلال) الإلكتروفيلي في الأرينات، وتأثير عدم تمركز الإلكترونات في الأرينات في مثل هذه التفاعلات.
- C1204.4** يصف كيمياء الفينول، كما يتضح من تفاعلاته مع القواعد، وفلز الصوديوم وباستخدام تفاعلات الاستبدال (الإحلال) الإلكتروفيلي في الحلقة الأروماتية (العطرية).

## البنزين – استخداماته التاريخية، ومركباته، ومخاطره



**الشكل 3-22** الكثير من المحركات الموجودة في السيارات ذات الأداء العالي تتطلب وقودًا من الأوكتان ذي التصنيف العالي، مثل هذه السيارة من نوع شيفروليه كورفيت؛ والتي تم عرضها في 18 من شهر أكتوبر في العام 2018م في معرض السيارات الذي أقيم في مدينة الدوحة، قطر.



اكتُشف البنزين لأول مرة في العام 1825م من قبل العالم الإنجليزي المشهور مايكل فارادي. وقد أثبت في أواخر عشرينات القرن الماضي تسببه في مرض سرطان الدم. وقد كان للبنزين استخدامات كثيرة قبل أن يتم تحديد خصائصه المسببة للسرطان، والتي تتضمن إعداد القهوة الخالية من الكافيين، والمواد المستخدمة بعد الحلاقة!

يُعدّ البنزين أحد مكونات الجازولين الصغيرة (بنزين السيارات)، والغاية من وجوده في الجازولين هي تعزيز تصنيف الأوكتان المستخدم في المحركات ذات الأداء العالي (الشكل 3-22). ويعمل البنزين الموجود في الجازولين على التقليل من عملية الفرقة أو الطرق knocking، وهي عبارة عن تأثير غير مرغوب فيه لعملية الاحتراق. لهذا، تعمل الكثير من الدول على تحديد كمية البنزين التي يمكن إضافتها إلى الجازولين وتنظيمها.

إنّ الكثير من الجزيئات المفيدة، والأمنة والموجودة في الطبيعة تحتوي على حلقة البنزين كونها جزءًا من تركيبها الجزيئية.

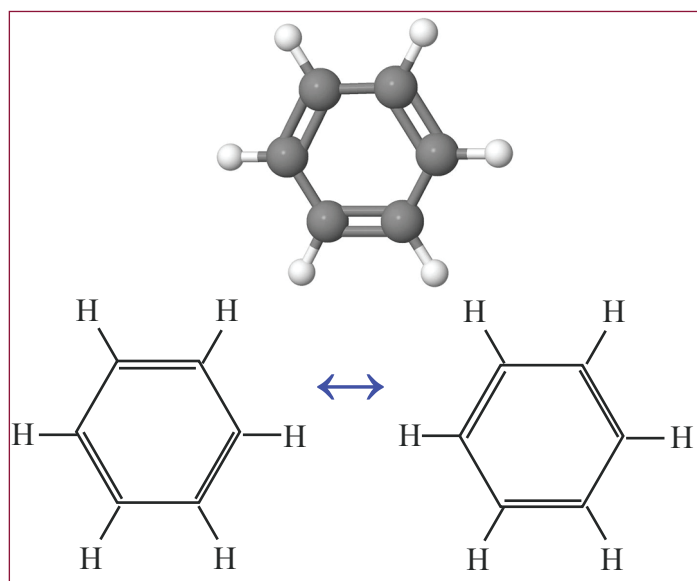
ابحث في أسماء المركبات الآتية، والتي تحتوي على حلقة البنزين، ثم صل هذه المركبات بتركيبها (e – a) الموجود إلى اليسار.

- سينمالدهيد **Cinnamaldehyde**: الجزيء الأساسي المسؤول عن رائحة القرفة ونكهتها.
- "DEET": طارد حشرات البعوض.
- الأيبوبروفين «Ibuprofen»: دواء مضادّ للالتهابات ومخفّف للألم.
- الميثامفيتامين **Methamphetamine**: منشط خطير للغاية للجهاز العصبي المركزي.

• الفانيلين **Vanillin**: الجزيء الأساسي المسؤول عن رائحة الفانيليا ونكهتها.



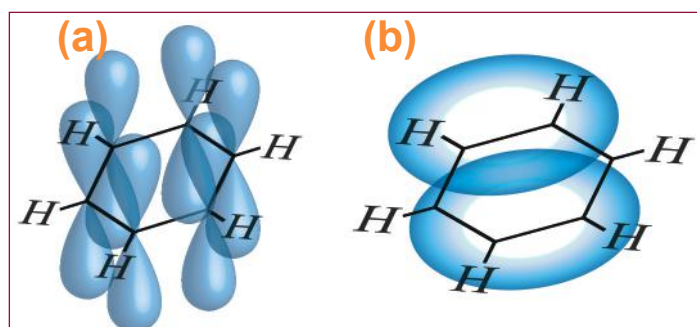
## حلقة البنزين والأرينات



الشكل 23-3 تراكييب متكافئة للبنزين.

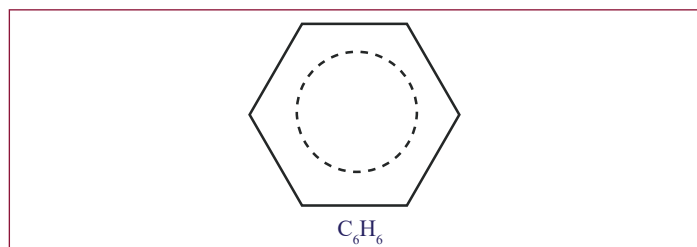
يملك البنزين ( $C_6H_6$ ) شكلاً بنائياً في هيئة حلقة تتكوّن من 6 ذرّات كربون مرتبطة بروابط ثنائية وأحادية بشكل متبادل، بحيث ترتبط ذرة هيدروجين واحدة بكل ذرة كربون، كما هو مبين في (الشكل 23-3).

يُظهر التحليل الذري للبنزين بأنّ الروابط الموجودة بين ذرات الكربون جميعها متطابقة، ويتمّ تفسير هذا بمفهوم الرنين: الإلكترونات الستة الموجودة في الروابط الثلاث من نوع باي ( $\pi$ ) غير متمركزة بين ذرات الكربون الست الموجودة في الحلقة. أما في الواقع، فتتشارك ذرات الكربون الست في هذه الإلكترونات الستة؛ وهذا يعني أنّ التراكييب البنائية الموجودة في (الشكل 23-3) متكافئة.



الشكل 24-3 (a) أفلاك من نوع «p»، و (b) الرنين لإلكترونات الروابط من نوع  $\pi$  للبنزين.

يبين (الشكل 24-3a) الأفلاك غير المهجّنة من نوع (p) الموجودة في البنزين، ويبين (الشكل 24-3b) الرنين لإلكترونات الروابط من نوع باي ( $\pi$ ) والتي تكوّنت من الأفلاك غير المهجّنة من نوع (p)، فالرنين يجعل حلقة البنزين ثابتة بشكل كبير.



الشكل 25-3 الرمز الحديث للبنزين.

تعدّ حلقة البنزين مكوّناً تركيبياً للكثير من الجزيئات العضوية، وقد أُعطيت رمزاً خاصاً، بحيث يتمّ تمثيل إلكترونات الرنين الستة التي تدور في هيئة دائرة ذات خطوط متقطّعة (الشكل 25-3).

الأرينات عبارة عن جزيئات عضوية تحتوي على حلقة بنزين واحدة أو أكثر، وتُعرف أيضاً بالمركبات الأروماتية.



تُسمّى المركبات العضوية التي تحتوي على حلقة بنزين واحدة أو أكثر **الأرينات Arenes**. وهذه المركبات نفسها تُسمّى أيضاً «المركبات الأروماتية». وتأتي كلمة «أروماتي» من الملاحظات التي تفيد بأن الكثير من الأرينات لها رائحة قوية ونفاذة. بعض هذه الروائح تكون زكية وجذّابة تشبه رائحة الفاكهة والأزهار، ويمتلك بعضها الآخر روائح نفاذة مُنْفِرة، مثال: المواد المخفّفة للدهانات والجازولين التي تحتوي على مذيبات أروماتية.

## تسمية الأرينات البسيطة (المركبات الأروماتية)

توصف التراكيب البنائية للهيدروكربونات الأروماتية الأبسط من خلال المجموعات الوظيفية التي تحل محل ذرات الهيدروجين الموجودة على حلقة البنزين الواحدة. فالأرينات التي تحتوي على مجموعات الكيل وظيفية تُسمى **ألكيل الأرينات Alkylarenes**، أما الأرينات التي تحتوي على مجموعات هالوجين وظيفية فتُسمى **هاليدات الأريل (الأرينات الهالوجينية) Halogenoarenes**.  
بعض المركبات الأرينية لديها أسماء شائعة مثل زيلين (Xylene).



الشكل 3-26 إستراتيجيات التسمية للمركبات الأروماتية.

توجد طريقتان لتسمية المركبات الأروماتية.

### التسمية حسب قواعد الإيوك (IUPAC)

- تتم تسمية ألكيلات الأرينات، وهاليدات الأريل من خلال استراتيجية تسمية البنزين البسيط، وذلك باستخدام البادئات، وكلمة «بنزين».
- تتم تسمية الأحماض الكربوكسيلية والألدهيدات والإسترات والكيونونات وكلوريد الأسيل من خلال استراتيجية الاسم الأساسي، وذلك باستخدام اللاحقات مثل «ويك» كما في حمض البنزويك (benzoic acid).

### التسمية الشائعة



لبعض المركبات أسماء قديمة شائعة مثل ميتازيلين (الشكل 3-26)، وقد تستخدم البادئات: أورثو وميتا وبارا للدلالة على موقع المجموعات الوظيفية على حلقة البنزين (الشكل 3-27).

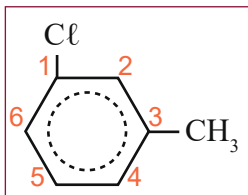
الشكل 3-27 بادئات الاسماء الشائعة للأرينات.

### طريقة اسم البنزين البسيط

استخدم كلمة «بنزين» لإظهار التركيب البنائي الأساسي للحلقة، ثم اذكر أسماء المجموعات الوظيفية جميعها مستخدمًا البادئات كما هو مبين في (الجدول 3-5) صفحة 99. فالمثال 1-كلورو-3-ميثيل بنزين (1-chloro-3-methylbenzene) الموجود في (الشكل 3-28) يتبع هذا المصطلح.

**الخطوة 1: تحديد ذرة الكربون رقم 1:** إن المجموعة الوظيفية التي تأتي أولاً والتي لديها الأولوية الأعلى تحدّد ذرة الكربون رقم 1 على حلقة البنزين. جدول الأولوية موجود بالتفصيل في الصفحة التالية (الجدول 3-6)، «الكلورو chloro» له أولوية على «ميثيل methyl». لهذا، فإن مجموعة الكلور هي التي

تحدّد ذرة الكربون رقم 1.



الشكل 3-28 مثال على طريقة اسم البنزين البسيط الشائعة للأرينات.

**الخطوة 2: ترقيم ذرات الكربون:** بعد ذلك، تتم عملية ترقيم حلقة البنزين بالاتجاه الذي يجعل المجموعة الوظيفية الأقرب إلى ذرة الكربون رقم 1 تحمل الرقم الأقل.

**الخطوة 3: أضف أسماء المجموعات الوظيفية:** تتم تسمية المجموعات الوظيفية

الإضافية وفق الترتيب الأبجدي، بحيث تسبق كلمة «بنزين»: وعلى سبيل المثال، تأتي كلمة «إيثيل» قبل كلمة «ميثيل». في المثال 1-كلورو-3-ميثيل بنزين، يُظهر المقطع «3-ميثيل» أنّ هناك مجموعة ميثيل وظيفية واحدة تقع على ذرة الكربون رقم 3.







## أولوية التسمية بحسب قواعد الأيوباك IUPAC

هنالك الكثير من المركبات يرتبط فيها كثير من المجموعات الوظيفية بالحلقة نفسها. ولتجنب الإرباك في عملية التسمية، فقد حددت الأيوباك IUPAC قائمة بالأولويات التي يجب أن تؤخذ بعين الاعتبار في عملية التسمية. فالمجموعة الوظيفية التي لها الأولوية الأعلى وفقاً (للجدول 3-6) سوف:

a. تحدّد خاتمة الاسم للجزيء.

b. تحدّد ذرة كربون التي ستحمل رقم 1 عند تسمية الحلقة.

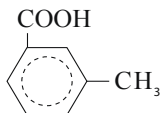
الجدول 3-6 أولوية تسمية الأرينات بحسب الأيوباك IUPAC.

مثال	الخاتمة	المجموعة الوظيفية	النوع	أولوية الاسم
<chem>COOH</chem> 	حمض البنزويك Benzoic acid	-COOH	أحماض كربوكسيلية	1
	بنزوات الميثيل methylbenzoate	-COO-R	إستر	2
	كلوريد البنزويل benzoyl chloride	-COCl	كلوريدات الأسيل	3
	بنزaldehid benzaldehyde	-CHO	ألدهيد	4
	فينيل إيثانون phenylethanone	-CO-R	كيتون	5
	فينول phenol	-OH	فينول	6

دائمًا ما تتم تسمية المجموعات الوظيفية الآتية ببادئات:

هاليدات	-X	بترتيب أبجدي حسب اللغة الإنجليزية : برومو- كلورو- فلورو- ايودو	7
ألكيل	-C <sub>n</sub> H <sub>2n+1</sub>	بترتيب أبجدي حسب اللغة الإنجليزية : بيوتيل، إيثيل، ميثيل، بروبييل	8
نيترو	-NO <sub>2</sub>	نيترو	9

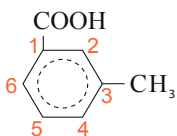
### مثال 8



ما اسم المركب الهيدروكربوني الأروماتي الذي إلى اليسار بحسب قواعد IUPAC .

### الحلّ

توجد في هذا المركب مجموعتان وظيفيتان، هما الحمض الكربوكسيلي COOH، والميثيل CH<sub>3</sub>. الأولوية الأعلى هنا هي لمجموعة COOH؛ وذلك لتحديد الخاتمة وذرة الكربون رقم 1. وترتبط مجموعة الميثيل بذرة الكربون رقم 3. لذا، يكون اسم هذا المركب: حمض 3-ميثيل بنزويك (3-Methylbenzoic acid).



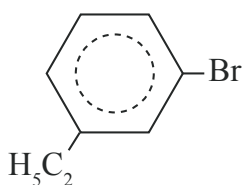
## المجموعات الوظيفية الأحادية والمتعددة

عند كتابة أرقام المجموعات المستبدلة على حلقة البنزين، نجد أن الرقم (1) لا يكتب مع اسم المركب إلا عندما يكون هنالك اثنان أو أكثر من المجموعات الوظيفية نفسها: على سبيل المثال، تكون كتابة المقطع «1-كلورو» غير صحيحة، أما كتابة المقطع «2,1-ثنائي كلورو» فهي صحيحة.

تُستخدم البادئات «ثنائي»، و«ثلاثي»، و«رباعي» عندما يكون هنالك مجموعات وظيفية متعددة من النوع نفسه، بحيث يتم تدوين أرقام مواقع هذه المجموعات باستخدام أرقام يفصل بينها بفواصل، وهذه الطريقة مشابهة لعملية تسمية الألكانات والهيدروكربونات الأليفاتية الأخرى بطريقة الأيوباك. تذكر أن عدد البادئات لا يتم حسابها ضمن الترتيب الأبجدي للاسم: على سبيل المثال، يوضع المقطع «رباعي إيثيل» قبل المقطع «ميثيل».

في بعض الأحيان يعتبر البنزين مجموعة بديلة ويسمى "فينيل  $C_6H_5$ "، إذا كانت المجموعة المرتبطة بحلقة البنزين تحتوي على أكثر من أربع ذرات كربون مثل فينيل هكسان، أو مجموعة وظيفية (مثل الرابطة الثنائية) كما في مثال 10.

## مثال 9

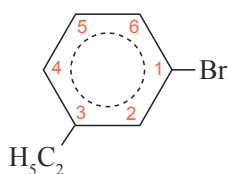


اذكر اسم المركب الهيدروكربوني الأروماتي الآتي:

## الحل

هنالك نوعين من المجموعات الوظيفية المرتبطة بحلقة البنزين، وهما: مجموعة، مجموعة إيثيل، ومجموعة البروم. يتم تعيين ذرة البروم على الكربون رقم 1 في حلقة البنزين وذلك بحسب قواعد الأيوباك للأولوية الأعلى. ثم الترقيم باتجاه حركة عقارب الساعة لإعطاء الرقم الأقل لمجموعة الإيثيل الأقرب إلى مجموعة البروم. بعد ذلك، يتم كتابة اسم برومو أولاً وفق الترتيب الأبجدي، فنحصل على اسم المركب، ويكون على النحو الآتي:

1 - برومو-3 - إيثيل بنزين 1-Bromo-3-Ethyl Benzene

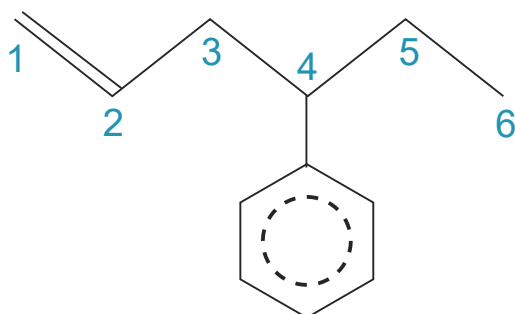


## مثال 10



ارسم التركيب البنائي للمركب 4-فينيل-1-هكسين (4-phenyl-1-hexene)

## الحل



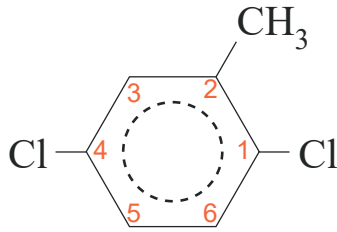
"1-هكسين" تعني أن هناك 6 ذرات كربون في سلسلة تحتوي على رابطة تساهمية ثنائية بين ذرتي الكربون رقم 1 ورقم 2.

"4-فينيل" تعني أن هناك حلقة بنزين على الكربون رقم 4 من سلسلة الهكسين. ذرة الكربون رقم 1 من حلقة البنزين هي التي ترتبط بالكربون رقم 4 من سلسلة الهكسين.

مثال 11

ارسم التركيب البنائي للمركب 1 ، 4-ثنائي كلورو -2-ميثيل بنزين (1,4-dichloro-2-methylbenzene).

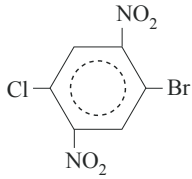
الحلّ



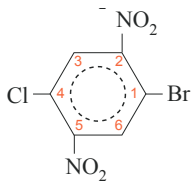
- مجموعة الكلور لها الأولوية الأعلى من مجموعة الميثيل بحسب قواعد الأيوباك IUPAC. لذا، تكون مرتبطة بذرة الكربون رقم 1.
- يمكن ترقيم الحلقة باتجاه عكس حركة عقارب الساعة لتقع المجموعتين الأخريتين على ذرتي الكربون رقم 2 ورقم 4.
- وبذلك تأخذ مجموعة الميثيل رقم 2 وذرة الكلور الأخرى تأخذ رقم 4.

مثال 12

ما اسم المركب الآتي بحسب قواعد الأيوباك IUPAC؟



الحلّ

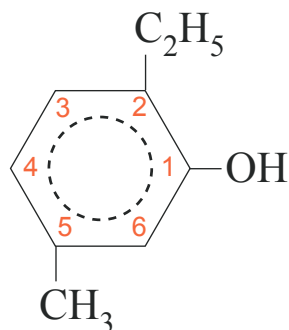


- ذرة البروم لها الأولوية الأعلى في الترقيم بحسب قواعد الأيوباك IUPAC. لذا، فإنّ ذرة البروم تكون مرتبطة بذرة الكربون رقم 1.
- يتمّ ترقيم الحلقة باتجاه عكس حركة عقارب الساعة لتعطي أقل رقم لأقرب مجموعة وظيفية.
- مجموعة الكلور تكون مرتبطة بذرة الكربون رقم 4، تليها مجموعتا النيترو اللتان ترتبطان بذرتي الكربون رقم 2، ورقم 5.
- يكون اسم هذا المركب هو: 1-برومو-4-كلورو-2,5-ثنائي نيترو بنزين (1-bromo-4-chloro-2,5-dinitro benzene).

مثال 13

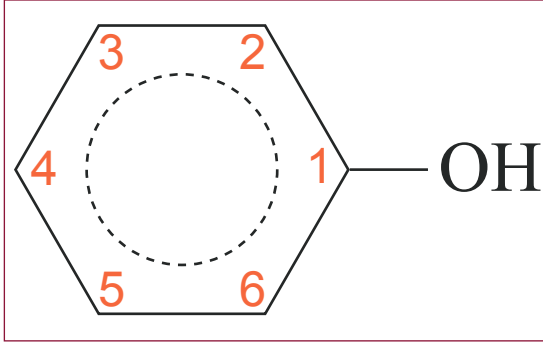
ارسم التركيب البنائي لـ 2-إيثيل-5-ميثيل فينول (2-ethyl-5-methylphenol).

الحلّ



- الاسم "فينول" يخبرنا بأن هنالك مجموعة هيدروكسيل مرتبطة بذرة الكربون رقم 1 على حلقة البنزين.
- يمكن ترقيم الحلقة باتجاه حركة عقارب الساعة أو بعكس اتجاه حركة عقارب الساعة.
- "2-إيثيل" تعني أن مجموعة الإيثيل مرتبطة بذرة الكربون رقم 2.
- "5-ميثيل" تعني أن مجموعة الميثيل مرتبطة بذرة الكربون رقم 5.

## تسمية وتركيب الفينولات



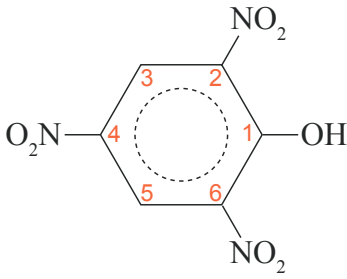
الشكل 3-29 مركب الفينول.

**الفينول Phenol** هو الاسم المعطى لحلقة البنزين التي ترتبط بها مجموعة هيدروكسيل وظيفية (-OH) (الشكل 29-3). بحيث تُعطى ذرة الكربون المرتبطة بمجموعة الهيدروكسيل رقم 1 أما إذا وجدت مجموعات وظيفية أخرى فتتبع عندئذٍ التسمية الأولوية في قواعد أيوباك IUPAC المدرجة في الجدول صفحة 79.

### مثال 14

ارسم التركيب البنائي للمركب 2,4,6-trinitrophenol. فنيلول ثلاثي نيترو

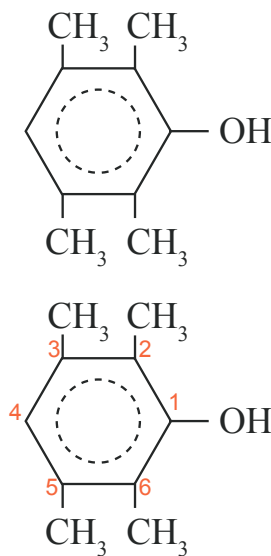
### الحلّ



- يمكن ترقيم ذرات الكربون الست الموجودة في الحلقة بأي اتجاه بشرط تعيين موقع الذرة رقم 1 التي ترتبط بها مجموعة الهيدروكسيل.
- من ذلك الموقع، يمكن ترقيم ذرات الكربون التي في الحلقة باتجاه حركة عقارب الساعة أو عكس اتجاه حركة عقارب الساعة.
- بعد ذلك، توضع مجموعات النيترو ( $\text{-NO}_2$ ) الثلاث على ذرات الكربون التي تحمل الأرقام 2 و 4 و 6 على حلقة البنزين.

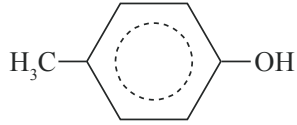
### مثال 15

اذكر اسم المركب الآتي



### الحلّ

- تتصل ذرة الكربون رقم 1 بمجموعة الهيدروكسيل .
- يمكن أن ترقم حلقة البنزين مع إتجاه حركة عقارب الساعة أو عكسها.
- هناك أربع مجموعات "ميثيل" على ذرات الكربون في حلقة البنزين على الأرقام 2 و 3 و 5 و 6
- وبذلك يكون اسم هذا المركب: 2,3,5,6-رباعي ميثيل فينول (2,3,5,6-tetramethylphenol)

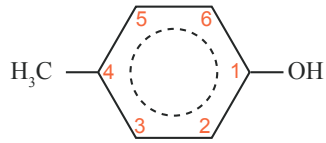


اذكر اسم المركب الآتي بوصفه أحد مشتقات الفينول.

### الحلّ

• يتمّ في البداية تعيين مجموعة الهيدروكسيل على أنّها ترتبط بذرة الكربون التي تحمل رقم 1.

• نرقّم حلقة البنزين باتجاه حركة عقارب الساعة أو عكس اتجاه حركة عقارب



الساعة لنعرف أن مجموعة الميثيل ترتبط بذرة الكربون التي تحمل رقم 4.

• عندها يكون اسم المركب: 4-ميثيل فينول (4-methylphenol)

ارسم التركيب البنائي للمركب حمض 3,5-ثنائي كلورو-2-فلورو بنزويك

(3,5-dichloro-2-fluoro benzoic acid)

### الحلّ

• نخبرنا المقطع «بنزويك» بوجود مجموعة COOH مرتبطة بذرة الكربون

التي تحمل رقم 1 في حلقة بنزين.

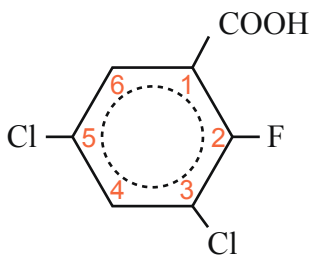
• رقم الحلقة باتجاه حركة عقارب الساعة لتحديد مواقع المجموعات

الوظيفية المرتبطة بها.

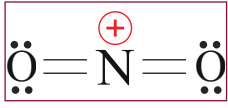
• نخبرنا المقطع «3,5-ثنائي كلورو» بوجود مجموعتي كلور مرتبطة بذرتي

الكربون اللتين تحملان الرقمين 3 و 5.

• نخبرنا المقطع «2-فلورو» بوجود مجموعة فلور مرتبطة بذرة الكربون التي تحمل رقم 2 على حلقة البنزين.

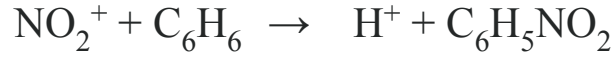


## عملية نيترة الأرينات

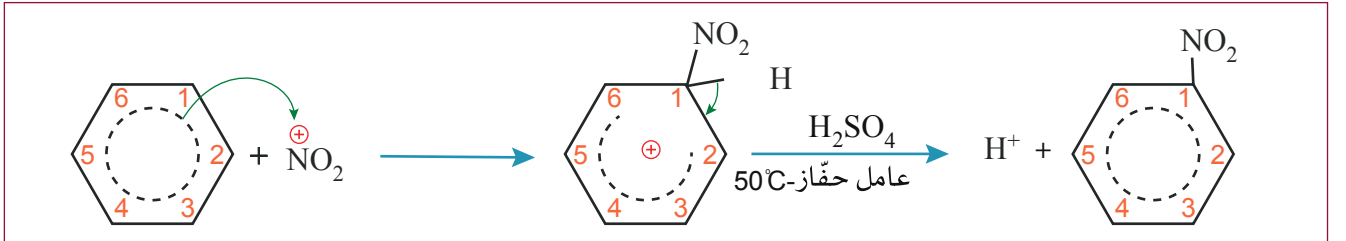


الشكل 30-3 كاتيون النيترونيوم.

إنّ عملية نيترة البنزين عبارة عن تفاعل استبدال (إحلال) إلكتروفيلي، وتحدث بأن تُستبدل ذرة هيدروجين والتي تغادر في هيئة  $\text{H}^+$  بكاتيون نيترونيوم،  $\text{NO}_2^+$  (الشكل 30-3). كما تبين المعادلة الكيميائية الآتية:

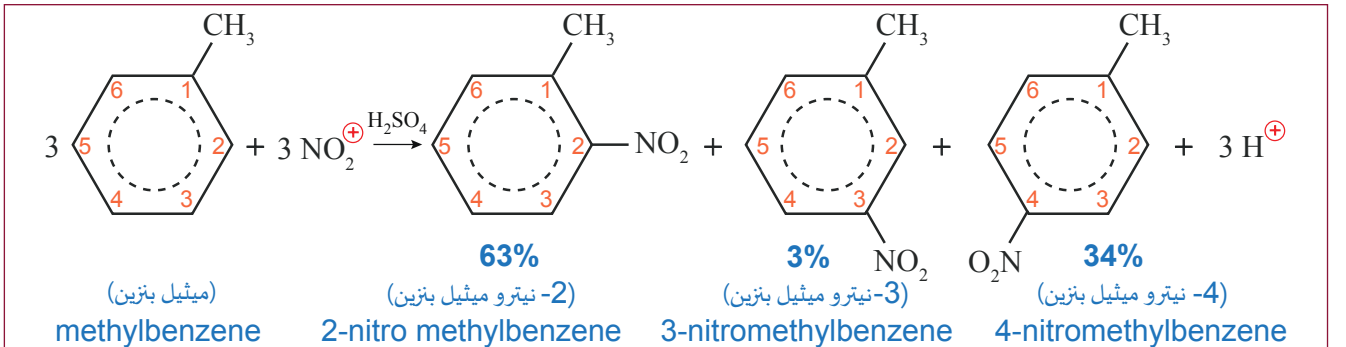


يحدث هذا التفاعل عندما يتمّ تسخين البنزين إلى درجة حرارة مقدارها  $50^\circ\text{C}$  مع حمض النيتريك المركز، وبوجود حمض الكبريتيك المركز كعامل حفّاز. يبيّن (الشكل 31-3) ميكانيكية حدوث هذا التفاعل.

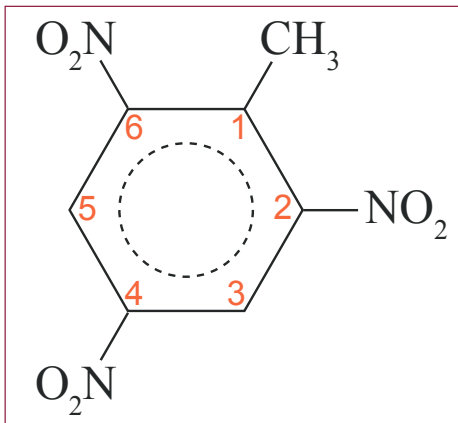


الشكل 31-3 عملية نيترة البنزين.

تحدث كذلك عملية نيترة لمركّب ميثيل بنزين (التولوين)، وذلك عن طريق استبدال ذرة هيدروجين من حلقة البنزين وليس مجموعة الميثيل، فينتج عنها مخلوط مكون من ثلاثة متشكلات لمركّب نيترو ميثيل بنزين (الشكل 32-3).



الشكل 32-3 نيترة ميثيل بنزين methylbenzene.

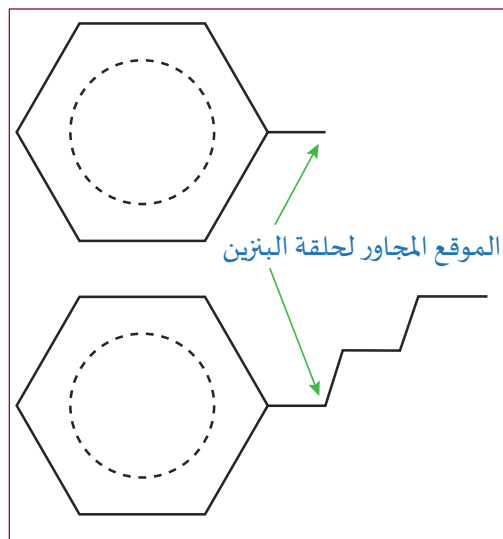


الشكل 33-3 مركّب 2,4,6-ثلاثي نيترو تولوين (2,4,6-trinitrotoluene) المعروف باسم TNT.

تنتج كمية قليلة جدًا من مركّب 3-نيترو ميثيل بنزين (3-nitro methylbenzene) وتتغيّر نسب مكونات المخلوط، وذلك عندما تتغيّر الظروف التي تحدث عندها عملية النيترة: عند درجات الحرارة المرتفعة نسبيًا، وبوجود حمض  $\text{H}_2\text{SO}_4$  المركز، تُستبدل ذرات هيدروجين من حلقة البنزين بمجموعات نيترونيوم إضافية منتجةً بذلك مركّب 2,4,6-ثلاثي نيترو ميثيل البنزين، وهذا المركّب يُسمّى 2,4,6-ثلاثي نيترو تولوين (2,4,6-trinitrotoluene)، ويتمّ اختصار اسمه بالأحرف TNT، وهي مادة شديدة الانفجار (الشكل 33-3).



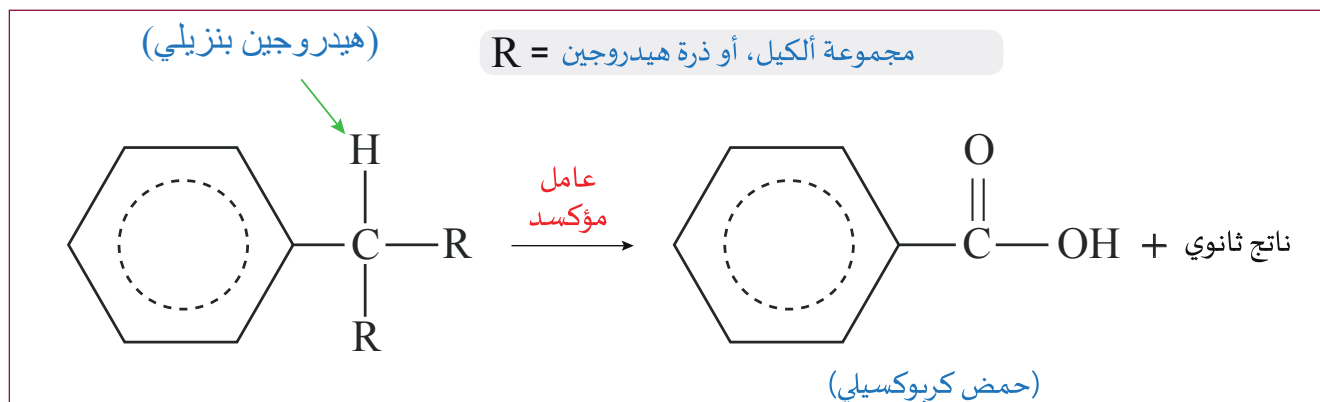
## أكسدة ألكيلات الأرينات (مركبات ألكيلات البنزين)



الشكل 34-3 الموقع المجاور لحلقة البنزين.

تمتلك ألكيلات الأرينات (مركبات ألكيلات البنزين) مجموعات ألكيل مرتبطة بحلقة البنزين؛ ويُسمى الموقع المحدد على مجموعة الألكيل والذي يكون مجاورًا بشكل مباشر لحلقة البنزين **الموقع البنزيلي Benzylic position** (الشكل 34-3). تُنتج عملية أكسدة ألكيلات الأرينات، باستخدام عامل مؤكسد مناسب (مثل برمنجنات البوتاسيوم القاعدية  $\text{KMnO}_4$ )، حمضًا كربوكسيليًا، وهذا يحدث عندما تكون ذرة الهيدروجين موجودة على الموقع المجاور لحلقة البنزين فقط؛ وتُسمى ذرة الهيدروجين هذه **الهيدروجين البنزيلي Benzylic hydrogen**. يوضّح (الشكل 35-3) المعادلة العامة لعملية أكسدة مركب ألكيل الأرين إلى حمض كربوكسيلي. تتضمن بعض الخصائص المميزة لهذا التفاعل ما يأتي:

- عند عدم وجود ذرة هيدروجين بنزيلي، فلن تحدث عملية الأكسدة.
- عند وجود مجموعتي ألكيل على حلقة البنزين، فسوف تتأكسد المجموعتان إلى مجموعتي كربوكسيل.
- عند وجود مجموعات أخرى مرتبطة بحلقة البنزين، مثل مجموعة النيترو ( $-\text{NO}_2$ )، فلن تتأثر هذه المجموعات بعملية الأكسدة.

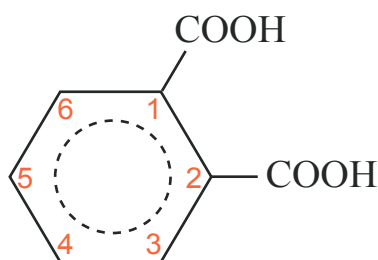


الشكل 35-3 عملية أكسدة مركب ألكيل الأرين.

مثال 18



ارسم التركيب البنائي للمركب العضوي الناتج عن عملية أكسدة 1-إيثيل-2-ميثيل بنزين (1-ethyl-2-methylbenzene).

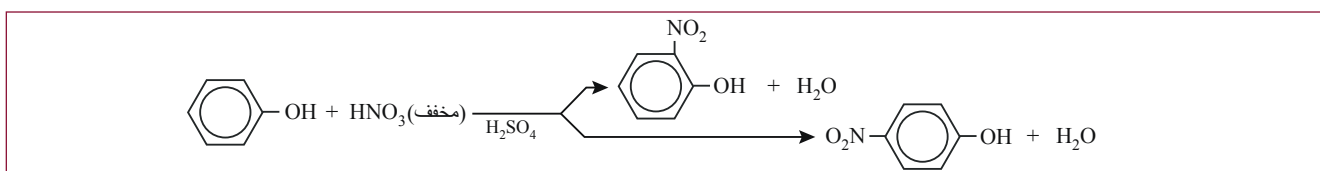


**الحل**

توجد مجموعتا ألكيل على هذا الجزيء، ستتأكسد كلتا المجموعتين إلى مجموعتي كربوكسيل على الموقعين 1 و2 على حلقة البنزين.

## الاستبدال (الإحلال) الإلكتروني للفينول

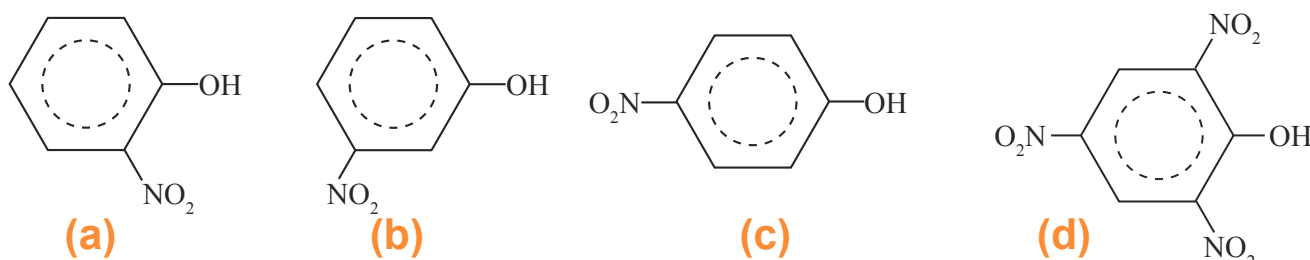
تزيد مجموعة الهيدروكسيل في مركب الفينول الكثافة الإلكترونية في حلقة البنزين، ما يزيد من قدرة الفينول عبر حلقة البنزين على تكوين تفاعلات استبدال إلكتروفيلية محدّدة: على سبيل المثال، يكون معدل نيترة الفينول أسرع بما يقارب 1000 مرة مما يكون عليه نيترة البنزين بمفرده، وتكون ميكانيكية الاستبدال الإلكتروني للفينول في العادة معقدة. في هذه الميكانيكية، تميل مجموعة الهيدروكسيل إلى توجيه عملية الاستبدال (الإحلال) للمجموعات نحو الموقعين 2 و 4 (أورثو وبارا) على حلقة البنزين. وتعبير أوضح، فإنّ من النادر أن ينتج عن الاستبدال الإلكتروني للفينول استبدال على ذرة الكربون التي تحمل الرقم 3 (ميتا) الموجودة على حلقة البنزين. يبين (الشكل 3-36) مثال مهم على نيترة الفينول مع حمض النيتريك المخفف بوجود عامل حفّاز (حمض الكبريتيك المركز).



الشكل 3-36 نيترة الفينول .

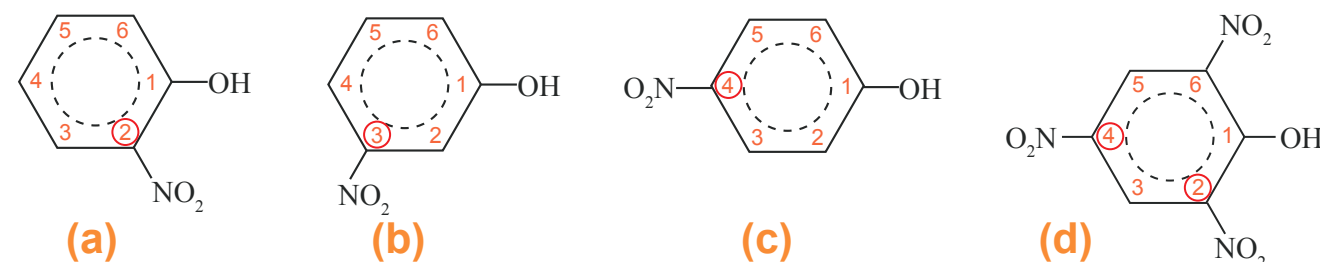
مثال 19

أي من الجزيئات الآتية هي الأقل احتمالاً لتتكوّن بعملية الاستبدال (الإحلال) الإلكتروني للفينول باستخدام مجموعات النيترو ( $\text{NO}_2$ )؟



الحلّ

تعمل عملية الاستبدال (الإحلال) الإلكتروني للفينول على توجيه حدوث استبدال للمجموعات نحو الموقعين 2 و 4 على حلقة البنزين.

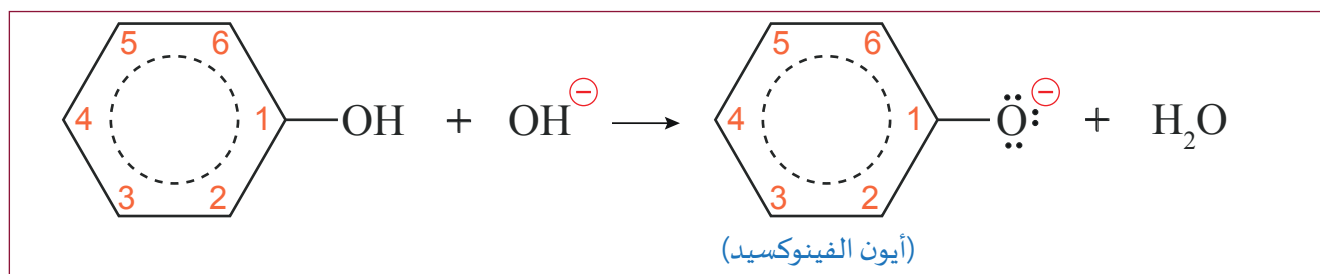


الخياران (a)، و (c): يمتلك كل منهما مجموعة نيترو مرتبطة بحلقة البنزين على الموقعين 2، و 4 على التوالي. أمّا الخيار (d) فيبيّن أنّ هنالك مجموعة نيترو واحدة موجودة على ذرة الكربون رقم 4. أمّا مجموعتا النيترو الأخرى فتكون على ذرة الكربون رقم 2. لذا، يكون الخيار (b) هو الأقل احتمالاً للتشكيل بعملية الاستبدال (الإحلال) الإلكتروني للفينول باستخدام مجموعات النيترو.

## تفاعلات الفينول مع القواعد، وفلز الصوديوم

### تفاعل الفينول مع القواعد

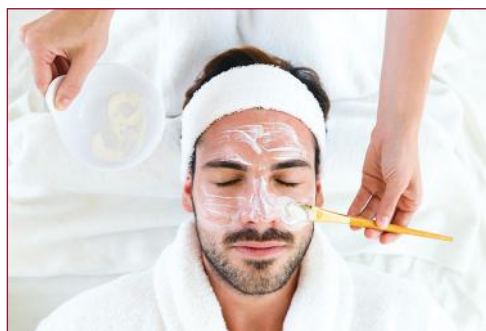
يتفاعل الفينول، كونه حمضًا ضعيفًا، مع القواعد القوية لتكوين ملح أيون الفينوكسيد والماء (الشكل 3-37)، بحيث يُكوّن أيون الفينوكسيد خمسة تراكيب رنين غير متكافئة (غير مبيّنة) والتي تعمل على استقرار الأيون.



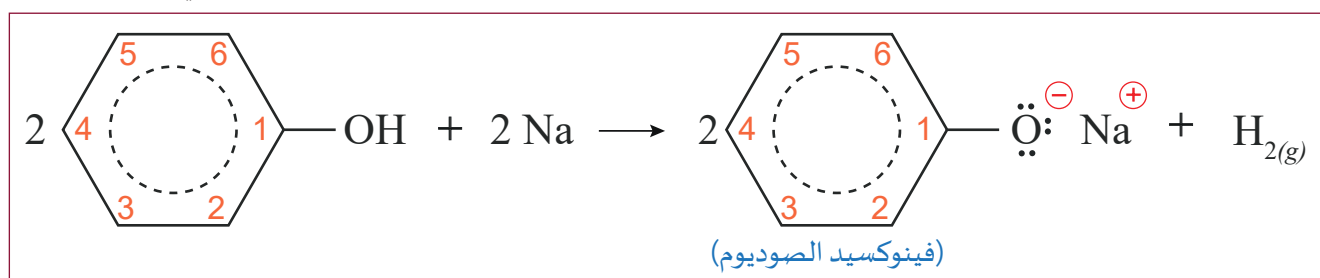
الشكل 3-37 تفاعل مركّب الفينول مع الهيدروكسيد لتكوين أيون الفينوكسيد.

### تفاعل الفينول مع فلز الصوديوم

يتفاعل الفينول مع الفلزات النشطة مثل الصوديوم لتكوين أملاح فلزية لأيون الفينوكسيد، بالإضافة إلى غاز الهيدروجين (الشكل 3-39). ويستخدم فينوكسيد الصوديوم كموادّ حافظة في مستحضرات التجميل، وتعمل على تطهير البشرة عن طريق تثبيط نموّ البكتيريا (الشكل 3-38).



الشكل 3-38 التطهير التجميلي.



الشكل 3-39 يتفاعل الفينول مع فلز الصوديوم لتكوين ملح وغاز هيدروجين.

مثال 20



ما المادتان اللتان يمكن لكلّ منهما أن تتفاعل مع الفينول لإنتاج فينوكسيد البوتاسيوم؟

### الحلّ

مركّب فينوكسيد البوتاسيوم هو عبارة عن ملح فلزي للفينولات. لذا، فإنّ الفينولات تتفاعل مع القواعد لإنتاج أيون الفينوكسيد. ويُعدّ KOH قاعدة مشابهة لهيدروكسيد الصوديوم. لذا، يمكن أن يتفاعل KOH مع الفينولات لإنتاج فينوكسيد البوتاسيوم. ويعدّ البوتاسيوم أيضًا فلزًا أكثر نشاطًا من فلز الصوديوم. لذا، يمكن أن يتفاعل فلز البوتاسيوم مع الفينول لإنتاج فينوكسيد البوتاسيوم.



## نمذجة المركبات الأروماتية

### 2-3

سؤال الاستقصاء  
كيف يمكن تمثيل المركبات الأروماتية باستخدام نماذج ثلاثية الأبعاد؟  
(اعمل ضمن مجموعات ثنائية)

المواد المطلوبة  
مجموعة باسكو للنماذج الجزيئية (PS-3400) أو مجموعة مشابهة لها.

### خطوات العمل



أكمل ورقة العمل الآتية:

- ارسم تركيب كلّ جزيء أروماتي موجود في الجدول الآتي، بحيث يتضمّن ذرات الهيدروجين جميعها.
- اكتب الصيغة المكثفة لكلّ جزيء أروماتي.
- صمّم نموذجًا لكلّ جزيء أروماتي.
- اطلب من المعلم التحقق من صحة النموذج قبل البدء بتصميم النموذج التالي.

تحقق المعلم	الصيغة المكثفة	التركيب البنائي الكامل	الاسم	
			بنزين benzene	1
			ميثيل بنزين methylbenzene	2
			1,3-diethylbenzene ثنائي إيثيل بنزين	3
			1,2,3,-triiodobenzene ثلاثي أيودو بنزين	4
			3-propylphenol 3-بروبيل فينول	5
			4-phenylbutanal 4-فينيل بيوتانال	6
			5-phenyl-2-pentanone 5-فينيل-2-بنتانول	7
			3-phenylhexanoic acid حمض 3-فينيل هكسانويك	8
			2-methylbenzoic acid حمض 2-ميثيل بنزويك	9
			methylbenzoate بنزوات الميثيل	10
			Phenyl methanoate ميثانوات الفينيل	11
			6-phenylhexanoyl chloride 6-فينيل كلوريد هكسانويل	12

**تحدّ اختياري: صمّم نماذج لهذين الجزيئين الأروماتيين:**

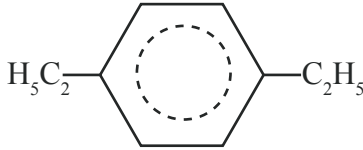
- 2-كلورو-5-ميثيل فينيل 4,3-ثنائي بنزوات الإيثيل (إستر)  
(2-chloro-5-methylphenyl - 3,4-diethylbenzoate)
- نفتالين (naphthalene) (اجر بحثًا عنه)

1. ما الصيغة الكيميائية للبنزين؟



- .a  $C_6H_5$       .c  $C_6H_{12}$   
 .b  $C_6H_6$       .d  $C_6H_5OH$

2. ما اسم الجزيء الموجود إلى اليسار؟



- .a 1,2-ثنائي إيثيل بنزين (1,2-diethylbenzene)  
 .b 1,4-ثنائي إيثيل بنزين (1,4-diethylbenzene)  
 .c 1,2-ثنائي ميثيل بنزين (1,2-dimethylbenzene)  
 .d 1,4-ثنائي ميثيل بنزين (1,4-dimethylbenzene)

3. ما عدد ذرات الهيدروجين الموجودة في الجزيء الأروماتي الناتج عند حدوث عملية استبدال لمجموعتي نيترو على حلقة البنزين؟



- .a 2      .c 6  
 .b 4      .d 8

4. ما الناتج من عملية أكسدة ألكيل البنزين؟

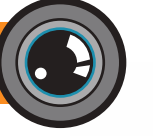


- .a إستر أروماتي      .c ألدهيد أروماتي  
 .b كحول أروماتي      .d حمض كربوكسيلي أروماتي

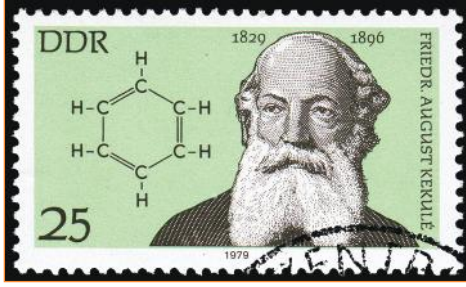
5. ارسم التركيب البنائي للمركب 1,2,3-ثلاثي برومو بنزين (1,2,3-tribromobenzene).



6. ما الغاز الناتج عن تفاعل الفينول (phenol) مع فلز الصوديوم؟



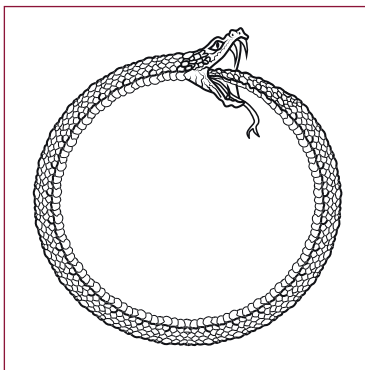
## فريدريك أوجست كيكوله 1829-1896 Fridrich August Kekule م



**الشكل 3-40** طابع بريدي ألماني شرقي يعود إلى العام 1979م، يكرّم كيكوله، ونموذجه الأول لمركّب البنزين.

ولد في مدينة تعرف الآن باسم دارمشتات، في ألمانيا، في 7 من شهر سبتمبر في العام 1829م، حيث لم يكن معروفًا باسمه الأول، وكان هو نفسه لا يستخدم هذا الاسم إلا نادرًا. التحق بجامعة غيسن في العام 1847م لدراسة الهندسة المعمارية، ولكنه ألهم دراسة الكيمياء في فصله الدراسي الأول بعد استماعه لمحاضرات ألقاها الدكتور يويتوس فون ليبغ. [يُعدّ ليبغ أحد أعظم معلّمي الكيمياء على مرّ العصور ورائد النهج المختبري في التدريس].

يرجع الفضل إلى العالم كيكوله في تطوير نظرية التركيب الكيميائي بين العامين 1857م، و1858م، حيث استخدمت نظريته مفهوم وحدات الألفة (التقارب)، والتي تُسمّى الآن "التكافؤ": وذلك لوصف المواقع التي تشغلها الذرات في داخل الجزيء: على سبيل المثال، يشغل الكربون موقعًا لوضعه بجانب أربع ذرات كربون أخرى أمّا الهيدروجين فيأخذ موقعًا إلى جانب ذرة واحدة أخرى فقط، وكان هذا كله قبل اكتشاف الإلكترون من قبل العالم جوزيف جون طومسون في العام 1897م! ويُعدّ كيكوله العالم الأكثر شهرة من بين الذين عملوا على التركيب البنائي لمركّب البنزين. وقد اكتُشف مركّب البنزين في العام 1825م من قبل العالم مايكل فارادي، حيث حَيّر السلوك الكيميائي للبنزين العلماء لعدة سنوات، وذلك لعدم توافقه مع ما هو معلوم من مركّبات ذات صلة به. في العام 1865م، نشر كيكوله ورقة بحثية علمية رأى فيها أنّ البنزين كوّن حلقة تحتوي في داخلها على روابط أحادية وثنائية تكون فيها بشكل متناوب، في العام 1872م عدّل نموذجه ليوضح أنّ البنزين يتأرجح بسرعة كبيرة بين شكلين تركيبين تتغيّر فيهما مواقع الروابط الأحادية



**الشكل 3-41** رمز قديم لثعبان يأكل ذيله؛ ouroboros.

والثنائية بشكل مستمر. وقد تمّ تعديل نظريته في العام 1928م أيضًا من قبل العالم لينوس باولينغ، والذي أدخل مفهوم الرنين للنموذج.

في الخطاب الذي تم إلقاؤه في حفل توزيع الجوائز الذي أُقيم في العام 1890م تكريمًا للذكرى 25 لورقته البحثية العلمية حول التركيب البنائي للبنزين، أكّد العالم كيكوله أن نموذجه لمركّب البنزين، والذي تطوّر من أحلام يقظة، قد اتخذ هيئة شكل أوروبورس (الشكل 3-41). توفي العالم كيكوله في مدينة تُعرف الآن باسم "بون"، في ألمانيا، في 13 من شهر يوليو في العام 1896م عن عمر يناهز 66 عامًا، وقد تمّ تشييد نصب تذكاري على شرفه في العام 1903م، في حرم جامعة بون الألمانية، والذي لا يزال قائمًا حتى يومنا هذا.

# الوحدة 3

## مراجعة الوحدة

### الدرس 1-3: الأشكال الهندسية للجزيئات

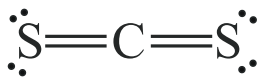
- نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ **VSEPR theory** تصف تكوين معظم الأفلاك المهجنة **Hybrid orbitals** والتي تُنشئ الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني **Electron domain geometry** الذي يستخدم لتوقع الشكل الهندسي الجزيئي.
- معظم الجزيئات لها متشكلات بنائية **Structural isomers** تمتلك ترابطاً مختلفاً، ويمكن للكثير منها تكوين متشكلات فراغية **Stereoisomers** التي تمتلك طريقة الإرتباط نفسها.
- النشاط الضوئي **Optical activity** الموجود في الجزيء هو نتيجة امتلاكه مركزاً كيرالياً (غير متمائل) **Chiral center**.

### الدرس 2-3: المركبات العضوية الأروماتية

- تعد حلقة البنزين خاصية مميزة للأرينات **Arenes**، وهي تشير أيضاً إلى المركبات الأروماتية.
- يمكن أن تخضع ألكيلات الأرينات **Alkylarenes** لتفاعلات تشبه تفاعلات الاستبدال (الإحلال) الإلكتروني في مثل النيترة وتفاعلات الأكسدة.
- تعمل أكسدة ألكيلات الأرينات على إزالة مجموعة ألكيل وظيفية من حلقة البنزين عند الموقع **البنزيلي Benzylic position**، على أن تُستبدل بها مجموعة كربوكسيل، بشرط وجود ذرة هيدروجين **بنزيلي Benzylic hydrogen**.
- تمتلك هاليدات الأرينات **Halogenoarenes** ذرات هالوجين مرتبطة بحلقة البنزين.
- يخضع الفينول **Phenol** لتفاعل استبدال (إحلال) إلكتروفي من دون أن يفقد مجموعة الهيدروكسيل، فالفينول يتفاعل مع القواعد لتكوين أيون الفينوكسيد، ويتفاعل أيضاً مع فلز الصوديوم لإنتاج فينوكسيد الصوديوم وغاز الهيدروجين.
- مجموعة الفينيل **Phenyl** هو اسم المجموعة الوظيفية لحلقة البنزين.

اختيار من متعدد

1. ما نوع المجالات الإلكترونية حول ذرة الكربون في مركب ثنائي كبريتيد الكربون (carbon disulfide)؟



a. مجالان مرتبطان

b. 4 مجالات مرتبطة

c. مجالان مرتبطان، و4 مجالات غير مرتبطة

d. 4 مجالات مرتبطة، و4 مجالات غير مرتبطة

2. ما عدد الأفلاك المهجنة التي تتشكل عندما تتعرض ذرة لتجهين من نوع (sp<sup>2</sup>)؟

a. 1

b. 2

c. 3

d. 4

3. ما الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني الذي يكون مصاحباً لتجهين من نوع (sp<sup>3</sup>)؟

a. ثماني الأوجه

b. رباعي الأوجه

c. مثلث مسطح

d. هرمي ثلاثي الأوجه

4. أيُّ من المركبات الآتية تصف الأرينات جميعها بالطريقة الأفضل؟

a. الكحولات

b. الألدهيدات

c. كلوريدات الأسيل

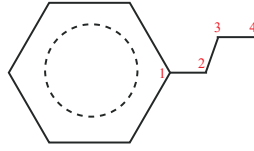
d. المركبات الأروماتية



5. ما اسم المجموعة التي تُستبدل (تحل محل) بذرة الهيدروجين عندما يخضع أحد الأرينات إلى نيترة إلكتروفيلية؟

- a. النيترايت  
b. النيترات  
c. النيتروجين  
d. النيترونوم

6. أيُّ من الأرقام الآتية يحدّد الموقع المجاور لحلقة البنزين في الجزيء الآتي؟



- a. 1  
b. 2  
c. 3  
d. 4

7. أيُّ من الصيغ الآتية هي الصيغة المكثفة للفينول (phenol)؟

- a.  $C_6H_6$   
b.  $C_6H_5$   
c.  $C_6H_5OH$   
d.  $C_6H_6OH$

8. نحو أيّة ذرة من ذرات الكربون الموجودة في حلقة البنزين ستوجّه مجموعة الهيدروكسيل المجموعات بأكبر نسب عندما يخضع الفينول لعملية استبدال (إحلال) إلكتروفيلي؟

- a. 1 و 2  
b. 1 و 4  
c. 2 و 3  
d. 2 و 4

9. ما الذي ينتج عندما يتفاعل كلُّ من: هيدروكسيد الصوديوم، أو فلز الصوديوم مع مركّب الفينول؟

- a. الماء  
b. غاز الهيدروجين  
c. بنزوات الصوديوم  
d. فينوكسيد الصوديوم

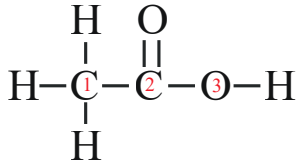
أسئلة الإجابات القصيرة

الدرس 3-1: الأشكال الهندسية الجزيئية

10. ما قيمة زاوية الرابطة المثالية التي توجد بين الأفلاك المَهجَّنة من نوع ( $sp^2$ )؟

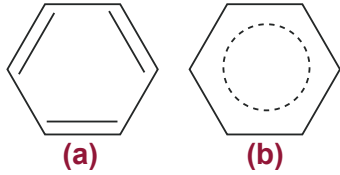
11. فسّر، من حيث مساحة الكثافة الإلكترونية، السبب في نقص قيمة الزاوية بين المجالات الإلكترونية المرتبطة عندما يكون مجال إلكترون واحد على الأقل مشغولاً من قبل إلكترونات غير مرتبطة.

12. حدّد نوع التهجين، الشكل الهندسي الجزيئي لأيون الهيدرونيوم ( $H_3O^+$ ).



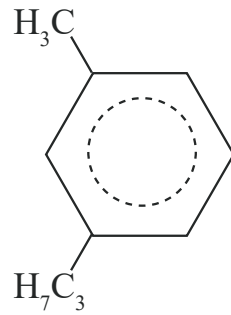
13. حدّد الشكل الهندسي الجزيئي والشكل الهندسي للمجالات الإلكترونية التي توجد حول الذرات التي تحمل الأرقام 1 و 2 و 3 في جزيء حمض الإيثانويك (ethanoic acid) الآتي:

الدرس 3-2: المركبات العضوية الأروماتية



14. من حيث الإلكترونات الموجودة في الروابط من نوع باي ( $\pi$ )، لماذا يُعدّ الرمز (b) هو الأفضل تمثيلاً لجزيء البنزين من الرمز (a) في الشكل الآتي؟

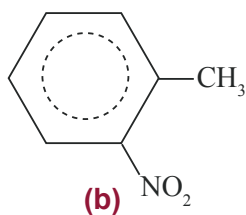
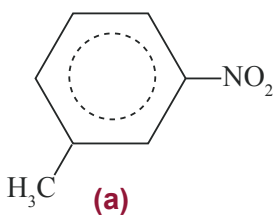
15. ارسم التركيب البنائي للمركب 5,3,1-ثلاثي ميثيل بنزين (1,3,5-trimethylbenzene).



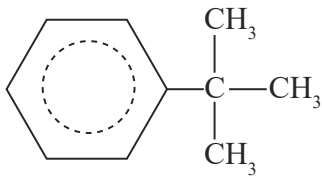
16. اذكر اسم المركب الآتي.

17. فسّر، من حيث عملية ترقيم حلقة البنزين، ما يجعل 3,2-ثنائي ميثيل بنزين (2,3-dimethylbenzene) اسمًا غير صحيح.

18. ارسم التركيب البنائي لمعدّد سيجمّا ( $\sigma$ ) المتكوّن؛ وذلك عندما يخضع البنزين لعملية استبدال (إحلال) إلكتروفيلي مع  $Cl_2$ .



19. أيّ من الشكلين التركيبين اللذين إلى اليسار يُعدّ الناتج الأكثر احتمالاً، والذي سينتج عن عملية نيترة ميثيل بنزين (methylbenzene)؟ وضّح إجابتك.

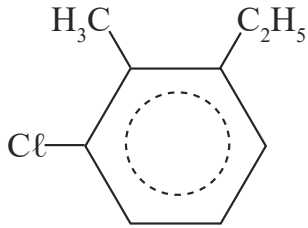


رباعي-بيوتيل بنزين

20. هل سيخضع مركب رباعي بيوتيل بنزين (tert-butylbenzene) لعملية أكسدة ليتحوّل إلى حمض كربوكسيلي؟ فسّر إجابتك كانت نعم أو لا في ضوء الهيدروجين البنزيلي.

21. ارسم التركيب البنائي للمركب 1,2-ثنائي فلورو-3-أيودو بنزين (1,2-difluoro-3-iodobenzene).

22. ارسم التركيب البنائي للمركب 2,4-ثنائي كلورو فينول (2,4-dichlorophenol).



23. سمّ المركب الأروماتي في الشكل المجاور.

24. من حيث المجموعات الموجّهة أثناء عملية الاستبدال (الإحلال) الإلكتروفيلي، ما الشيء المشترك الذي تمتلكه مجموعتا الميثيل والهيدروكسيل اللتان توجدان على حلقة البنزين.

25. ارسم التركيب البنائي لأنيون الفينوكسيد، بحيث يتضمّن هذا الشكل الإلكترونات غير المرتبطة.

26. ما الصيغة الكيميائية لمجموعة الفينيل؟

27. صمّم مع زميل لك جزءاً جديداً، بحيث يكون مكتملاً لمجموعة النماذج الجزيئية المستخدمة في هذه الوحدة، والتي ستمثّل روابط الرنين الموجودة في حلقة البنزين بالشكل الأفضل.

28. أجرِ بحثاً عن تراكيب الرنين الخمسة لأنيون الفينوكسيد، وارسم التراكيب البنائية لها، ثم بيّن السبب الذي يؤكّد أنّ هذه التراكيب البنائية جميعها غير متكافئة.

# الجدول الدوري الحديث للعناصر

## أرقام المجموعات

1 IA

العدد الذري

6 C  
اسم العنصر  
رمز العنصر  
الكتلة الذرية  
12.011



18 VIIIA

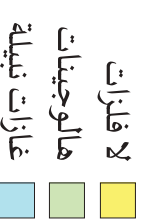
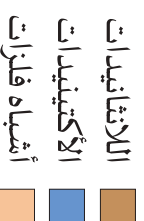
13 IIIA 14 IVA 15 VA 16 VIA 17 VIIA

1 H Hydrogen 1.008	2 He Helium 4.002602																
3 Li Lithium 6.94	4 Be Beryllium 9.0121831											5 B Boron 10.81	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998403163	10 Ne Neon 20.1797
11 Na Sodium 22.98976928	12 Mg Magnesium 24.305											13 Al Aluminum 26.9815385	14 Si Silicon 28.085	15 P Phosphorus 30.973761998	16 S Sulfur 32.06	17 Cl Chlorine 35.45	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.0983	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.955908	22 Ti Titanium 47.887	23 V Vanadium 50.9415	24 Cr Chromium 51.9961	25 Mn Manganese 54.938044	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933194	28 Ni Nickel 58.6934	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.630	33 As Arsenic 74.921595	34 Se Selenium 78.971	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.798
37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.90584	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.90637	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium (98)	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.90550	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.8682	48 Cd Cadmium 112.414	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.60	53 I Iodine 126.90447	54 Xe Xenon 131.293
55 Cs Caesium 132.90545196	56 Ba Barium 137.327	57 - 71 * Lanthanoids	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.94788	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.084	79 Au Gold 196.966569	80 Hg Mercury 200.592	81 Tl Thallium 204.38	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98040	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89 - 103 * Actinoids	104 Rf Rutherfordium (261)	105 Db Dubnium (269)	106 Sg Seaborgium (269)	107 Bh Bohrium (264)	108 Hs Hassium (269)	109 Mt Meitnerium (276)	110 Ds Darmstadtium (281)	111 Rg Roentgenium (289)	112 Cn Copernicium (289)	113 Nh Nihonium (289)	114 Fl Flerovium (289)	115 Mc Moscovium (289)	116 Lv Livermorium (289)	117 Ts Tennessine (289)	118 Og Oganesson (289)
* * * * *		57 La Lanthanum 138.9047	58 Ce Cerium 140.16	59 Pr Praseodymium 140.90766	60 Nd Neodymium 144.242	61 Pm Promethium (145)	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.92535	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.93033	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.93422	70 Yb Ytterbium 173.045	71 Lu Lutetium 174.9668	
* * * * *		89 Ac Actinium (227)	90 Th Thorium 232.0377	91 Pa Protactinium 231.03588	92 U Uranium 238.02891	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkelium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (258)	102 No Nobelium (259)	103 Lr Lawrencium (260)	

فلزات قلوية  
فلزات قلوية أرضية  
فلزات

اللائثانيدات  
الأكثينيدات  
أشباه فلزات

لا فلزات  
هالوجينات  
غازات نبيلة





## الشكر والتقدير

جميع الرسوم الفنية الواردة في هذا العمل صممتها شركة تطوير العلوم والتكنولوجيا والهندسة والرياضيات (STEM) في الولايات المتحدة الأمريكية. وهي وحدها تملك الحق القانوني لإجازة استخدام تلك الرسوم.

يشكر المؤلفون والناشرون المصادر الآتية على السماح لهم باستخدام ملكياتهم الفكرية كما أنهم ممتنون لهم لموافقهم على نشر الصور.

RonnieChua/Shutterstock; Shyrochenko Aleksandr/Shutterstock; chrisdorney/Shutterstock; Bobx-73/Shutterstock; Lipskiy/Shutterstock; Naskky/Shutterstock; SoleilC/Shutterstock; AlexandrN/Shutterstock; Martin Bergsma/Shutterstock; Toa55/Shutterstock; ShadeDesign/Shutterstock; Caterina Belova/Shutterstock; Pavol Kmeto/Shutterstock; A7880S/Shutterstock; Corund/Shutterstock; Shannon Serpette/Shutterstock; agsandrew/Shutterstock; tankist276/Shutterstock; VectorPot/Shutterstock; Vector Tradition/Shutterstock; J10/Shutterstock; RomanVanur/Shutterstock; Garen Takessian/Shutterstock; Aldona Griskeviciene/Shutterstock; Fouad A Saad/Shutterstock; hphoto/Shutterstock; stockcreations/Shutterstock; MAHATHIR MOHD YASIN/Shutterstock; Konoplytska/Shutterstock; Eric Isselee/Shutterstock; Maksim Safaniuk/Shutterstock; LuYago/Shutterstock; Daniele Pietrobelli/Shutterstock; Tichr/Shutterstock; Vladislav Havrilov/Shutterstock; Olga Zinovskaya/Shutterstock; Tatiana Foxy/Shutterstock; 3DSculptor/Shutterstock; Merlin74/Shutterstock; Eduard Kim/Shutterstock; Vadim Sadovsky/Shutterstock; Janaka Dharmasena / Shutterstock; Nasky/ Shutterstock; adike/Shutterstock; Richard Peterson/ Shutterstock; stihii/ Shutterstock; NoPainNoGain/ Shutterstock; Teguh Mujiono/shutterstock; Improvisor/ Shutterstock; Jose Luis Calvo/ Shutterstock; Rattiya Thongdumhyu/ Shutterstock; Peter Hermes Furian/ Shutterstock; Sebastian Kaulitzki/ Shutterstock; VectorMine/ Shutterstock; bsd/ Shutterstock; Blamb/ Shutterstock; MikeMartin / Shutterstock; Photographee.eu/ Shutterstock; Jason Boyce/ Shutterstock; Maridav Eugene Onischenko/ Shutterstock; CI Photos/ Shutterstock; Sergey Nivens, Vasyl Shulga/ Shutterstock; Sea Wave, Tanya Sid/ Shutterstock; belushi/ Shutterstock; Birger Olovson, Dionisvera/ Shutterstock; sportpoint / Shutterstock; ChrisVanLennepPhoto, Jacob Lund, sattahipbeach./Shutterstock; Catalin Grigoriu/ Shutterstock; Designua/Shutterstock; Andres Garcia Martin/Shutterstock; Cagla Acikgoz/ Victor Moussa/photoworld; Aleksey Gusev/Shutterstock; Designua/Shutterstock; Fouad A. Saad/Shutterstock; mapichai/Shutterstock; Kitnha/ Elena11 /Shutterstock; dlhca/Shutterstock; ShotStalker/Shutterstock; Sketchart/Shutterstock; tel52/Robert Adrian Hillman/Shutterstock; rzarek/Imagine Photographer; Tomas Ragina/Shutterstock; Rainer Lesniewski/Shutterstock; Vixit/Shutterstock; Fedor Selivanov/Shutterstock; Phil Emmerson /Shutterstock; stihii/Shutterstock; Fouad A. Saad/Shutterstock; NASA images/Shutterstock; NickJulia/Shutterstock; ch123/Shutterstock; Cozine/ Suzanne Tucker/ Ayman Haykal /Shutterstock; Robert Adrian Hillman/Shutterstock; Sigur/ SUNISA DAENGAM/Shutterstock; Jeroen Mikkers/ Manamana /Shutterstock; duckeesue /Shutterstock; Thomas C. Altman /Shutterstock; Sara Winter /Shutterstock; MaraZe /Shutterstock; Adwo/ Tomowen Shutterstock; Rosalie Kreulen /Shutterstock; Daniel Carlson /Shutterstock; Filip Fuxa/ Fulcanelli/ Shutterstock; lembi /Shutterstock; stihii /Shutterstock; GracePhotos /Shutterstock; Mega Pixel Shutterstock; Justek16 /Shutterstock; Scottish Traveller /Shutterstock; Lori Bonati /Shutterstock; anek.soowannaphoom /Shutterstock; Lost\_in\_the\_Midwest /Shutterstock; B Calkins / Shutterstock; AlexussK /Shutterstock; pablofdezr /Shutterstock; fischers /Shutterstock; corbac40 /Shutterstock; CROX /Shutterstock; Africa Studio /Shutterstock; Emre Terim /shutterstock; Volodymyr Goinyk /shutterstock; Johann Helgason /shutterstock; OSweetNature /shutterstock; Kathryn Snoek/ /shutterstock; Thomas C. Altman; MateusandOlivia /shutterstock; Designua /shutterstock; Rainer Lesniewski /shutterstock; Praveen Menon / shutterstock; Mark Hall /shutterstock; Konoplytska /shutterstock; Igor Aleksander /shutterstock; Zoom Team / shutterstock; Turkey Photo /shutterstock; Dexpixel /shutterstock; Dennis O&#39;Hara /shutterstock; Tetyana Dotsenko /shutterstock; Vadim Nefedoff /shutterstock; Designua /shutterstock; Sabelskaya /shutterstock; Rich Carey /shutterstock; Bill McKelvie/shutterstock; Andrew Burmakin/ kuruneko/ ZoranOrcik/shutterstock; Imagesines/ shutterstock; Diagram/shutterstock; HelloRF Zcool/ Andrey Burmakin/shutterstock; Alex Kravtsov/shutterstock; sirtravelalot/shutterstock; Suzanna Tucker/shutterstock; Graph/shutterstock; Gwoeii/shutterstock; Graph/ Oleksii Sidorov/shutterstock; sizov/ LUKinMEDIA/shutterstock; BUY THIS/shutterstock; Stock image/shutterstock; TLaoPhotography/shutterstock; TASER/shutterstock; Roger costa morera/shutterstock; Preto Perola/ HomeArt; topimages/NDT/KKulikov/shutterstock; OSTILL is Franck Camhi/ Wikipedia; Ljupco Smokovski/Alexander Kirch/Stefan Schurr/ Jonah\_H/shutterstock; Brocreative/ Motion Arts; Dan Thornberg/shutterstock; faboi/ TASER; Miriam Doerr/shutterstock; Martin Frommherz/shutterstock; Bjoern Wylezich/shutterstock; Inna Bigun/ shutterstock; Steven\_Mol/shutterstock; goffkein.pro/shutterstock; EugenePut/shutterstock; fotoliza/shutterstock; IDKFA/shutterstock; Yosanon Y/ VarnakovR/shutterstock; Rost9/shutterstock; Tyler Boyes/shutterstock; Dimarion/ shutterstock; Maridav/shutterstock; Dmitry Markov152/shutterstock; Charobnica/Shutterstock; Rvkamalov/ Shutterstock; Peter Hermes Furian/Shutterstock; Konstantinks/Shutterstock; Extender\_01/Shutterstock; Bjoern Wylezich/Shutterstock; Miriam Doerr/Shutterstock; Martin Frommherz/Shutterstock; LuYago/Shutterstock; Orange Deer studio/Shutterstock; Bob Morse/Morse Scientific Inc.; Olga Popova/Shutterstock; Pavel Sapozhnikov/ Shutterstock; VectorMine/Shutterstock; Paramonov Alexander/Shutterstock; OSweetNature/Shutterstock; Danielz1/Shutterstock; Dafinchi/Shutterstock; Fen Deneyim/Shutterstock; Artskvortsova/Shutterstock; Nasky/ Shutterstock; Adam J/Shutterstock; Bjoern Wylezich/Shutterstock; Denis Radovanovic/Shutterstock; Ipek Morel/ Shutterstock; Nito/Shutterstock; Geza Farkas/Shutterstock; Albert Russ/Shutterstock; Orange Deer studio/ Shutterstock; Everett Collection/Shutterstock; Mega Pixel/Shutterstock; Ihor Matsiievskiy/Shutterstock; Mahathir Mohd Yasin/Shutterstock; Liveshot/Shutterstock; MTKang/Shutterstock; Andrey Kozyntsev/Shutterstock; Gab90/ Shutterstock; Olga Hofman/Shutterstock; Breck P. Kent/Shutterstock; Beker/Shutterstock; Bob Morse/Morse Scientific Inc.; Frees/Shutterstock; Concept W/Shutterstock; Volha\_A./Shutterstock; Aliona Ursu/Shutterstock; StudioMolekuul/Shutterstock; John James/Shutterstock; Photo-World/Shutterstock; Bob Morse/Morse Scientific Inc.; Leysan/Shutterstock; ADA Photo/Shutterstock; Elena Zolotukhina/Shutterstock; Bukhta Yurii/Shutterstock; Edward Olive/Shutterstock; Maxx-Studio/Shutterstock; Peter Sobolev/Shutterstock; LuYago/Shutterstock; Eduardo Estellez/Shutterstock; Shishir Gautam/Shutterstock; Josep Suria/Shutterstock; Designua/Shutterstock; Izzmain/Shutterstock; Kiran Paul/Shutterstock; Bob Morse/Morse Scientific Inc.; Sansanorth/Shutterstock; Bjoern Wylezich/Shutterstock; Henri Koskinen/Shutterstock; StudioMolekuul/Shutterstock; Humdan/Shutterstock; ibreakstock/Shutterstock; Magnetix/Shutterstock; Fouad A. Saad/Shutterstock; EDU WATANABE/Shutterstock; Kristina Vor/Shutterstock; Wantando/Shutterstock;