



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.

تم إعداد الكتاب بالتعاون مع شركة تكنولاب.

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

الترجمة: مطبعة جامعة كامبريدج.



النشيد الوطني

قَسَمًا بِمَنْ رَفَعَ السَّمَاءَ
قَطَرُ سَتَبَقَى حُرَّةً
سِيرُوا عَلَى نَهْجِ الْأَلَى
قَطَرُ بِقَلْبِي سِيرَةً
قَسَمًا بِمَنْ نَشَرَ الضِّيَاءَ
تَسْمُو بِرُوحِ الْأَوْفِيَاءَ
وَعَلَى ضِيَاءِ الْأَنْبِيَاءَ
قَطَرُ عِزٌّ وَأَمْجَادُ
قَسَمًا بِمَنْ حَمَّلَنَا يَوْمَ النِّدَاءَ
الْإِبَاءَ
حُمَّاتُنَا يَوْمَ النِّدَاءَ
وَحَمَائِمُ يَوْمَ الْفِدَاءَ
جَوَارِحُ يَوْمَ السَّلَامَ



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

المراجعة والتّدقيق العلمي والتّربوي

إدارة المناهج الدراسية ومصادر التّعلم

خبرات تربوية وأكاديمية من المدارس

الإشراف العلمي والتّربوي

إدارة المناهج الدراسية ومصادر التّعلم

الكيمياء

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

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

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

يتجسد في المنهج الجديد العديد من التوجّهات مثل:

- تطوير المنهج لجميع المستويات الدراسية بطريقة متكاملة، وذلك لتشكيل مجموعة شاملة من المفاهيم العلمية التي تتوافق مع أعمار الطالب، والتي تسهم في إظهار تقدّمهم بوضوح.
- مواهمة محتوى المصادر الدراسية لتوافق مع الإطار العام للمنهج الوطني القطري بغية ضمان حصول الطّلاب على المعارف والمهارات العلمية وتطوير المواقف (وهو يُعرف بالكفايات) مما يجعل أداء الطّلاب يصل إلى الحد الأقصى.
- الانطلاق من نقطة محورية جديدة قوامها مهارات الاستقصاء العلمي، ما أنسس للتنوع في الأنشطة والمشاريع في كتاب الطالب.
- توزّع المعرفة والأفكار العلمية المخصصة لكلّ عام دراسي ضمن وحدات بطريقة متسلسلة مصممة لتحقيق التنوّع والتطور.

- 
- 
- تعدد الدّروس في كلّ وحدة، بحيث يعالج كلّ درس موضوعاً جديداً، منطلقاً ممّا تمّ اكتسابه في الدّروس السابقة.
 - إتاحة الفرصة للطلّاب، في كلّ درسٍ، للتحقّق الذّاتي من معارفهم ولممارسة قدرتهم على حلّ المشكلات.
 - احتواء كلّ وحدة على تقويم للدرس وتقويم الوحدة التي تمكّن الطّلاب والأهل والمدرّسين من تتبع التّعلم والأداء.

العلوم مجموعة من المعارف التي تشمل الحقائق والأشكال والنظريات والأفكار. ولكن العالم الجيد يفهم أن «طريقة العمل» في العلوم أكثر أهمية من المعرفة التي تحتويها.

سوف يساعد هذا الكتاب الطّلاب على تقدير جميع هذه الأبعاد واعتمادها ليصبحوا علماء ناجحين ولديوا مجموعة واسعة من التّحديات في حياتهم المهنية المستقبلية.

مفتاح كفايات الإطار العام للمنهج التعليمي الوطني لدولة قطر

الاستقصاء والبحث



التعاون والمشاركة



التّواصل



التفكير الإبداعي والنّاقد



حلّ المشكلات



الكفاية العددية



الكفاية اللغوية



الكيمياء

ماذا ستعلّم من هذا الكتاب

يعد كتاب الكيمياء هذا مصدراً غنياً ومثيراً لاهتمام الطالب من ضمن سلسلة كتب العلوم لدولة قطر. فهو مليء بأنماط واسعة النطاق، إضافة إلى تفاصيل أخرى دقيقة النطاق أيضاً. وأحد أكثر هذه الأنماط الواسعة النطاق هو الجدول الدوري للعناصر. فعملية تجميع العناصر ضمن مجموعات ذات خصائص فيزيائية وكميائية مشتركة كانت الطريقة التي اكتشف مندلييف فيها السلوك الدوري لهذه العناصر، وبعد ذلك ظهرت في الجدول الدوري الحديث الأنماط المُتكرّرة للسالبية الكهربائية، خلال الصفوف المتتالية للجدول الدوري.



نماذج نقية من عناصر المجموعة الرابعة (IVA).

الماجنيت



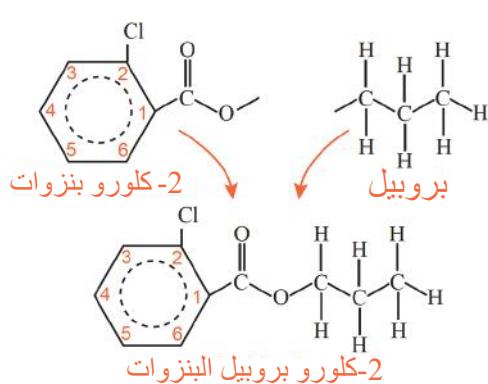
Fe	[Ar] 4s ² 3d ⁶	
Fe ²⁺	[Ar] 4s ⁰ 3d ⁶	
Fe ³⁺	[Ar] 4s ⁰ 3d ⁵	

يُشكّل الحديد مُركّبات فرومغناطيسية، مثل الماجنيت.

تبدأ الوحدة الأولى لهذا الفصل الدراسي بالخصائص الدوريّة، مثل السالبية الكهربائية، والميل الإلكتروني، ونصف القطر الذري. ثم سنناقش بعد ذلك مجموعتين مهمتين من العناصر بالتفصيل، هما عناصر المجموعة الرابعة IVA (14) وتتضمن الكربون، والسيликون وكلاهما عنصران حيوان، وعناصر المجموعة السابعة VIIA (17) وهي الالوجينات، والتي تُعدّ من أكثر العناصر تفاعلاً ونشاطاً.

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

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



مركب أromatic يحتوي على تركيب بنائي حلقي.

بعض أقسام هذا الكتاب

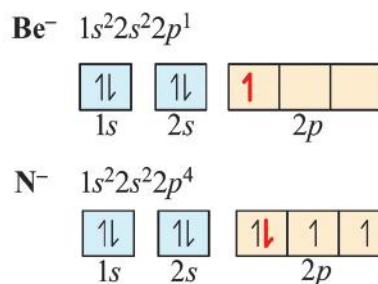
أسئلة للمناقشة

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

أسئلة المناقشة تزود طلاب الصف بفرصة مناقشة المفاهيم والمعلومات الجديدة.

الرسوم التوضيحية

مفاهيم مهمة
وبيانات وأمثلة على كل فكرة جديدة
معروضة من خلال الإيضاحات المفصلة
والشروحات



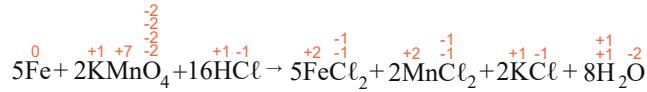
شريط الأفكار المهمة

تحديد النقاط الرئيسية وذكرها.

اللبيجندات (المتراتبات) هي جزيئات أو أيونات سالبة ترتبط بشكل مباشر بأيون فلز مركزي ذي شحنة موجبة.

العلاقات والمعادلات

مُثلت المعادلات الكيميائية بشكل واضح مع احتوائها على رموز ملوّنة تمثّل المعلومات المهمة.



الأمثلة

تُظهر الأمثلة جميع خطوات الحل والتفسير للحصول على حسابات صحيحة.

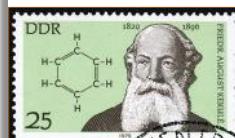
مثال 4
اكتب المعادلات الكيميائية الموزونة التي تصف تفاعل غاز ثاني أكسيد الكربون مع محلول هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH).

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

العلم والعلماء

تم تطوير معارفنا العلمية على مدى أكثر من ثلاثة آلاف عام. تُطلعنا هذه المقالات على إلهام الإنسان وتبصره في التعامل مع العلم والتكنولوجيا. وستتعرف إلى أشخاص رائعين في هذه الصفحات.

فريديريك أوغست كيكوله Fridrich August Kekule 1829-1896 م



ولد في مدينة تعرف الآن باسم دارمشتات، في ألمانيا، في 7 من شهر سبتمبر في العام 1829 م، حيث لم يكن معروضاً باسمه الأول، وكان هو نفسه لا يستخدم هذا الاسم إلا نادراً. التحق بجامعة غيسن في العام 1847 م لدراسة الهندسة المعمارية، ولكنه أتّم دراسة الكيمياء في فصله الدراسي الأول بعد استماعه لمحاضرات ألقاها الدكتور يوهانس فون ليبينج. وبعد إلّا العام 1850 م، بكرّم كيكوله، ونماذجه الأولى لمركب البنزين.

إضاءة على عالم

الكيمياء

الأنشطة والمراجعة والتقويم

الأنشطة

التدريب العملي من خلال المختبر والمشاريع البحثية وسواءً ما من الأنشطة التي تُرسّخ معاني الأفكار الجديدة وتطور العمل المخبري.

الدرس 3: الأشكال الهندسية للجزيئات

1-3 الأشكال الهندسية للجزيئات والمتشكّلات	
كيف يمكن أن تساعد النماذج الجزيئية في فهم الأشكال الجزيئية، المتشكلات الفرغية، ومرآكز كيرالية؟ (العمل مجموعات ثنائية).	سؤال الاستقصاء
مجموعة النموذج الجزيئي	المادة المطلوبة

إجراءات مخبرية

الحصة 1: الأشكال الهندسية الجزيئية المتماهية، واستخدامها في التقويم

تقويم الدرس

يتميز كل درس بعرض يحتوي على الأسئلة التي تُغطي جميع المفاهيم والمعلومات في هذا الدرس.

الدرس 2: تكون أيونات متعددة

تقويم الدرس 2-2

1. أيٌ من مجموعات الجسيمات الآتية متساوية الكتروناتها (إيزو إلكترونوني) في توزيعها الإلكتروني؟
 a. Co^{3+} و Sc^{3+} . c. Cr^{3+}
 b. Zn^{2+} و Cu^{2+} . d. Ni^{2+} و Fe^{2+}
2. من أيٍ فلك يتم فقد أول إلكترون من ذرة عنصرٍ انتقالٍ في السلسلة الأولى لتكون أيون موجب؟
 a. $3s$. c. $3d$
 b. $4s$. d. $4d$

مراجعة الوحدة

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

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 التأمين الأولى **First ionization energy** بشكل عام عبر الدورة عند الإتجاه من اليسار إلى يمين الجدول الدوري، وتنقص بالإتجاه من أعلى المجموعة إلى أسفلها.

تقويم الوحدة

زُودت كل وحدة بمجموعة من الأسئلة ذات الخيارات المُتعدّدة كعيّنةٍ تُحضرُ الطالب لاختبار نموذجي.

تقويم الوحدة

7. أيٌ من أزواج عناصر المجموعة الرابعة (IVA) الآتية يصف بشكل صحيح التوصيل الكهربائي الخاصة بها؟
 a. الجرافيت (موصل ضعيف) والقصدير (موصل جيد)
 b. السليكون (موصل ضعيف) والرصاص (موصل جيد)
 c. الجرمانيوم (شبه موصل) والقصدير (موصل جيد)

تقويم الوحدة

أسئلة الإجابات القصيرة وأسئلة الإجابات المطولة بُنيتاً على مستويات ثلاثة من الصعوبة في نهاية كل وحدة.

تقويم الوحدة

28. من حيث النشاط والقدرة على تكوين تفاعلات انعكاسية، ما الذي يجعل كلوريدات الأميل مثالية لإنتاج الإسترات من الكحولات والفينولات؟
 29. ما الناتج اللذان ينطجان عن عملية التحلل المائي لمركب كلوريد البروبانول (propanoyl chloride)؟
 30. من حيث الإلكترونات الموجودة في الروابط من نوع بـ (π). لماذا يُعدُّ الرمز (b) هو الأفضل تمثيلاً لجزيء البيزن من الرمز (a) في الشكل الموجود إلى اليسار؟

الدرس 3-3: المركبات العضوية الأثرائية

- * 30. من حيث الإلكترونات الموجودة في الروابط من نوع بـ (π). لماذا يُعدُّ الرمز (b) هو الأفضل تمثيلاً لجزيء البيزن من الرمز (a) في الشكل الموجود إلى اليسار؟

الوحدة 1

الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر

تبدأ الوحدة بمناقشة الخصائص الدورية المهمة للعناصر، وهي: نصف القطر الذري وطاقة التأين والميل الإلكتروني والسائلية الكهربائية. ثم نناقش بعد ذلك خصائص عناصر المجموعة الرابعة IVA (14) مثل درجات انصهارها، وتوصيلها الكهربائي، وطبيعتها الحمضية – القاعدية، والاستقرار الحراري لأكسيداتها. وتنهي الوحدة الأولى بالبحث في الماليوجينات، وهي عناصر المجموعة السابعة VIIA (17)، فهذة العناصر نشطة جدًا كيميائياً، لذلك لم يتم العثور عليها في هيئتها النقية في الطبيعة. نبحث في هذا الدرس في التدرج في خصائص الماليوجينات الفيزيائية، ونشاطها كعوامل مؤكسدة، والاستقرار الحراري للهاليدات (هاليدات الهيدروجين)، وبعض تفاعلاتها المميزة.

الوحدة 2

خصائص العناصر الانتقالية ومركباتها

يعتمد الكم الكبير والهائل من التكنولوجيا البشرية على الفلزات الانتقالية. فالحديد يُعد المكون الرئيس الموجود في الفولاذ، كما أن أنواع الفولاذ ذات القوة العالية يضاف إليها الكروم والمولبدينوم والفناديوم. وتأتي قوة الفلزات الانتقالية وخصائصها من تداخل أفلاك(s) و(d) الممتلئة بشكل جزئي. تتّحد هذه العناصر بطرائق مُتعدّدة وذلك لأنّها تستطيع أن تكون حالات تأكسد مختلفة، مما يُفسّر وجود عدة أكسيدات لمعظم الفلزات الانتقالية مثل الحديد: أكسيد الحديد (III) (Fe_2O_3) ، وأكسيد الحديد (II) (FeO) .

الكيمياء

مخطط المادة

الوحدة 3

الكيمياء العضوية

تُعد كيمياء مركبات الكربون من أكثر الموضوعات تعقيداً في العلوم. إذ تبدأ هذه الوحدة بنظرية VSEPR، والأسكارال الهندسية للجزئيات. ثم نناقش بعد ذلك المتشكلات، فالعديد من المركبات العضوية المفيدة لها متشكلات عديدة، وكل منها خصائصه المختلفة. ويبحث الجزء الذي يلي ذلك من الوحدة الثالثة في ميكانيكيات ثلاثة أنواع من التفاعلات العضوية، حيث سنناقش تفاعلات الإضافة الإلكتروفильية، وتفاعلات الاستبدال (الإحلال) النيوكليفيلي، وتفاعلات التميي. أما الجزء الأخير من هذه الوحدة فيركز على المركبات الأромاتية، والتي تحتوي على حلقة بنزين واحدة على الأقل، (مجموعة فينيل). حيث سنتعلم التركيب البنائي، وطرق التسمية، وبعض أنواع التفاعلات النموذجية للمركبات العضوية الأромاتية التي تحتوي على حلقة بنزين واحدة.

الوحدة 1	الاتّجاهات الدورّيّة في خصائص العناصر	2
الدرس 1-1	توقع الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر	4
الدرس 2-1	الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة السابعة VIIA	15
الوحدة 2	خصائص العناصر الانتقالية ومركّباتها	30
الدرس 1-2	التوزيع الإلكتروني وخصائص عناصر السلسلة الانتقالية الأولى	32
الدرس 2-2	تكوين الأيونات المتعدّدة	42
الوحدة 3	الكيمياء العضويّة	58
الدرس 1-3	الأشكال الهندسية للجُزيئات	60
الدرس 2-3	المركّبات العضويّة الأروماتيّة	75



الوحدة 1

الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر

Periodic Trends in Elements Properties

في هذه الوحدة

C1201

الدرس 1-1: توقع الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر

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

مقدمة الوحدة

بحلول العام 1869م، استطاع العلماء اكتشاف 63 عنصراً، ولاحظوا الكثير من أوجه التشابه في مجموعات العناصر. أدركوا أيضاً تدرجاً في الخصائص الفيزيائية والكيميائية لهذه العناصر. إن فهم طبيعة هذا التدرج في الخصائص يساعد العلماء على إجراء التوقعات، ويزودهم بتفسيرات متعددة للخصائص الملاحظة لمركبات هذه العناصر.

يراجع الدرس 1 الجدول الدوري الحديث، ويناقش التدرج في أربعة خصائص مهمة للعناصر، وهي: نصف القطر الذري وطاقة التأين الأولى والميل الإلكتروني والسلبية الكهربائية.

يبحث الدرس 2 في تدرج خصائص عناصر المجموعة الرابعة (IVA)، وهي: درجة الانصهار، والتوصيل الكهربائي، والطبيعة الحمضية - القاعدية، والاستقرار الحراري للأكسيد.

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

الأنشطة والتجارب

1-1 التدرج في طاقة التأين والميل الإلكتروني والسلبية الكهربائية.

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

الدرس 1-1

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

13 Aluminium	14 Silicon	15 Phosphorus
Al	Si	P

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

يزوّدنا الجدول الدوري للعناصر بالمعلومات المتوقعة حول العناصر. افترض أن لديك العناصر الثلاثة المتتالية، كما هو موضح في الشكل 1-1، وهي: الألومنيوم (Al)، والسيликون (Si)، والفوسفور (P)، حيث نتوقع أن يمتلك عنصر السيликون خصائص لها قيمة تقع ما بين قيمة الألومنيوم وقيمة الفوسفور.

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

لاحظ أنَّ خصائص السيликون تقع بين خصائص الألومنيوم والفوسفور، ولاحظ أيضًا أنَّ السالبية الكهربائية تزداد بازدياد الكتلة الذرية لهذه العناصر، أمَّا الكثافة فتقل بازدياد الكتلة الذرية، وسوف يستقصي هذا الدرس أسباب هذه التدرجات في الخصائص.

المفردات



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

مخرجات التعلم

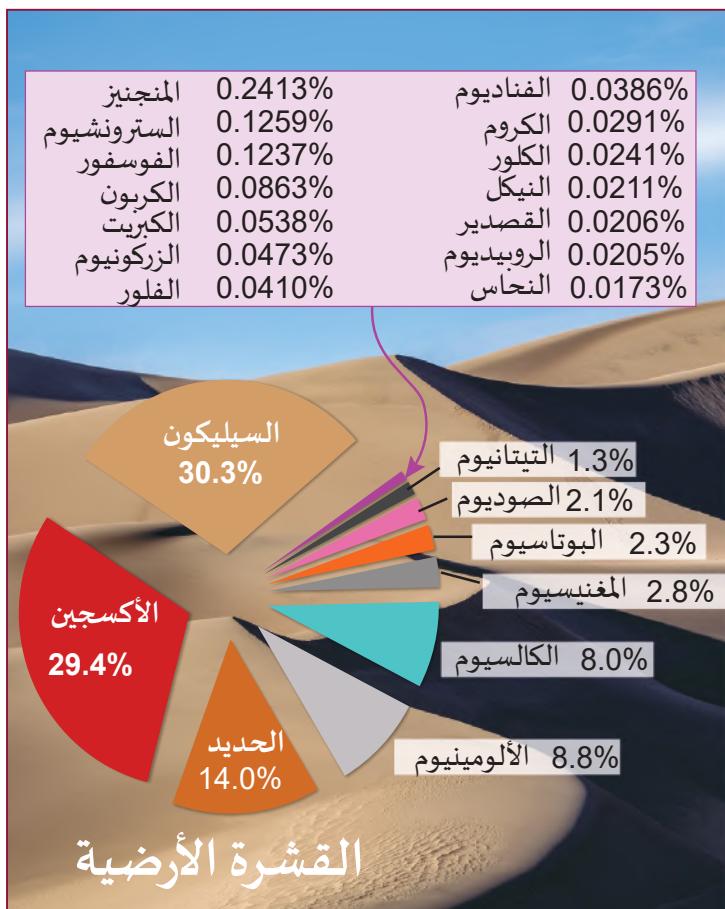
C1201.1 يشرح العوامل المؤثرة في طاقات التأين للعناصر، والتدرج في طاقات التأين بالاتجاه إلى يمين الدورة الواحدة، وإلى أسفل المجموعة الواحدة من الجدول الدوري.

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

هل تعرف العناصر بشكل جيد؟



أي عنصر هو المكون 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 (SiO_4^{4-})، وهذا 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 (SiO_2) و 11% صودا (Na_2O) و 9% جير غير مطفأ (جير حي) (CaO).

بعد الكربون، يعتبر السيليكون من أخف العناصر التي تكون 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 أغلى من قيمة الذهب؟



قطعه مجوهرات كتلة بلاتين خام

الشكل 3-1 مواد مصنوعة من البلاتين.

يمتلك مكعب حجمه 1cm^3 من الرصاص، كتلةً مقدارها 11.3 g، في الوقت الذي يمتلك فيه حجم مساوٍ له من البلاتين كتلةً مقدارها 21.5 g. لذا، فإن البلاتين أكثر كثافة من الرصاص. إنه فلز فضي اللون غالى الثمن، ولهذا، فإنه يُستخدم في صناعة المجوهرات. فلز البلاتين ذو قيمة عالية في الصناعة لأنّه ثابت وحامض كيميائياً. الأسطح النشطة الموجودة في المحول الحفاز المستخدم في السيارات الحديثة مصنوعة من السيراميك المطلي بالبلاتين؛ وتُستخدم أنواع الطلاء الرقيقة من البلاتين في داخل فوهة محركات الطائرات وفي حواف شفرات الحلاقة.

الجدول الدوري الحديث

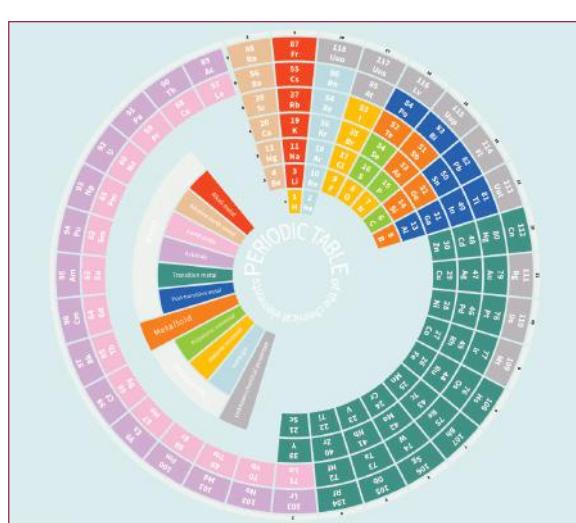
يرتّب الجدول الدوري الحديث العناصر بحسب تدرج متكرّر للخصائص الفيزيائية والكيميائية. يبيّن الشكل (4-1) تدرج نصف القطر الذري للعناصر الـ(54) الأولى في الجدول الدوري. يتناقص نصف القطر الذري عبر الدورة بالإتجاه من اليسار إلى اليمين ويتجاوز خلال المجموعة بالإتجاه من أعلى إلى أسفل.

1 H	نصف القطر الذري للعناصر 54 الأولى												2 He
53													32
3 Li	4 Be												
167	112												
11 Na	12 Mg												
190	145												
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
243	194	184	176	171	166	161	156	152	149	145	142	136	33 As
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	34 Se
265	219	212	206	198	190	183	178	173	169	165	161	156	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

الشكل 4-1 التدرج في قيم نصف 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 الرئيسية مما يزيد من قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية. وخلال المجموعات من أعلى لأسفل تزداد قيم نصف القطر الذري بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية وبالتالي تضعف قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية.

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



الشكل 5-1 جدول دوري دائري الشكل.

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

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



طاقة التأييـن الأولى

طاقة التأين الأولى (IE_1) هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأقل ارتباطاً من ذرة مفردة متعادلة الشحنة وهي في الحالة الغازية.

طاقة التأين الأولى هي الطاقة اللازمة لتنزع 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 1-6); ويعبر عن قيم طاقات التأين في العادة بوحدة الكيلو جول لكل مول من الذرات (kJ/mol).

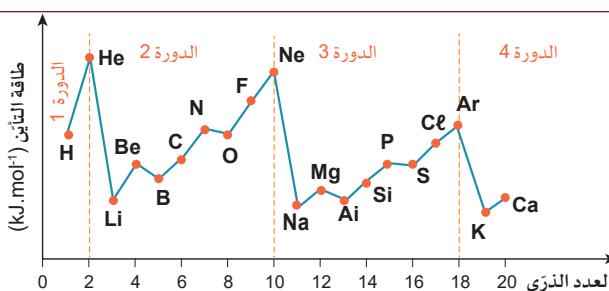
تمثّل معايير التأيّن الأولى لـأي عنصر (X)، يمتلك طاقة تأيّن مقدارها (E) كالتالي :



العوامل التي تؤثر في التأيّن الأولى:

١. **نصف القطر الذري**: بزيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية (زيادة نصف القطر الذري)، تقلّ قوّة جذب النواة لـإلكترونات التكافؤ فيسهل فصلها وتقلّ قيمة طاقة التأين الأولى.
 ٢. **الشحنة النووية**: كلّما ازداد عدد البروتونات ازدادت معه قوّة جذب النواة لـإلكترونات التكافؤ، ويصبح فصلها أصعب، فتزيد طاقة التأين الأولى.
 ٣. **الإلكترونات الحاجبة**: بزيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية الممتهلة بـإلكترونات بين النواة وإلكترونات التكافؤ يزداد تأثير الحجب، فتقلّ قوّة جذب النواة لـإلكترونات التكافؤ، فتقلّ قيمة طاقة التأين الأولى.
 ٤. **التأثيرات الكمية**: إلكترونات التي تملأ فلّاً مكتملاً في مستوى الطاقة الخارجي تحتاج إلى مزيد من الطاقة لتنزعها، أمّا إلكترونات المنفردة الموجودة في الفلك فتحتاج إلى طاقة أقلّ لتنزعها.

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 قطر الذري فيصعب فصلها.



الشكل 6-1 طاقات التأين الأولي، لعناصر الـ 1 و 2 و 3 و 4.

قادن بین طاقات التائن لکل من: Br, Kr, K

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

تابع - طاقة التأين الأولى

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

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

تناقص 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 قوّة التجاذب بينها وبين النواة.

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

تناقص طاقة التأين بشكل عام بالاتجاه من الأعلى إلى الأسفل خلال المجموعة، مع تزايد نصف قطر 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 VIA و VA.

طاقات التأين لعناصر الدورة الثانية مدرجة في الجدول 1-2.

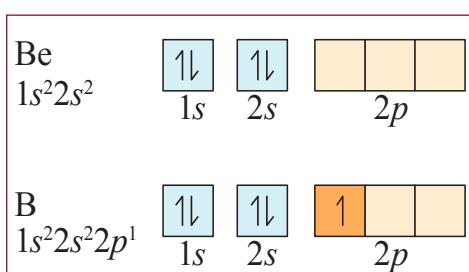
الجدول 2-1 طاقات التأين الأولى لعناصر الدورة الثانية.

عناصر الدورة 2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
طاقة 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)، ولدي 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.

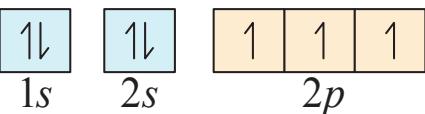
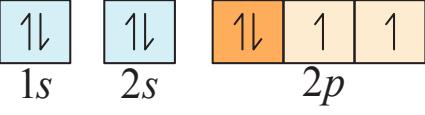
مع ذلك، فإن طاقة التأين الأولى للبورون أقل من طاقة التأين الأولى للبريليوم، لأن البورون لديه إلكترون إضافي في المستوى الفرعي (2p)الأبعد نسبياً عن النواة. أمّا البريليوم فلديه إلكتروننا تكافؤ في المستوى الفرعي (2s) الممتلئ بالإلكترونات، ما يعطي العنصر استقراراً أكثر. لهذا، فإن ازدياد الحجب من قبل الإلكترونات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



الشكل 7-1 التوزيع الإلكتروني لعناصر البورون والبريليوم.

تابع - طاقة التأين الأولى

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

N	$1s^2 2s^2 2p^3$	
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	

الأكسجين يقترن بالإلكترون المنفرد الموجود في فلك (2p) الأول ليشكّلا زوجاً من الإلكترونات.

إن اقتران الإلكترون باخر وتشكيله زوجاً من الإلكترونات ينتجان تنافراً

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

هذا التناحر يقلل من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون. لذا، فإنَّ الأكسجين يمتلك طاقة تأين أولى أقل من تلك التي يمتلكها النيتروجين (المستوى الفرعي (p) النصف ممتلي بالإلكترونات أكثر استقراراً).

الدرجات في طاقات التأين الثانية والتي تليها

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

تمثّل معادلة التأين الثانية لأيون (X^+) لديه طاقة تأين ثانية (IE_2) كالتالي:



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

الجدول 1-3 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

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



لاحظ التدرجات الرئيسية الآتية:

• عندما يتم نزع الإلكترونات المتتالية من حول النواة لنفس العنصر، تزداد طاقة التأين. لذلك، فإنَّ 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.

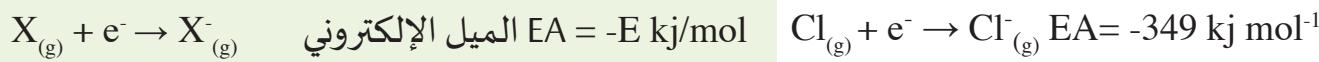
الميل الإلكتروني

الميل الإلكتروني (EA) هو كمية الطاقة المُنطلقة أو المُمتصّحة (التغيير في الطاقة) عندما يتم إضافة إلكترون إلى ذرة متعادلة كهربائياً وهي في الحالة الغازية لتكوين أيون سالب.

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



يتم تمثيل الميل الإلكتروني للعنصر X كما يأتي:



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

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

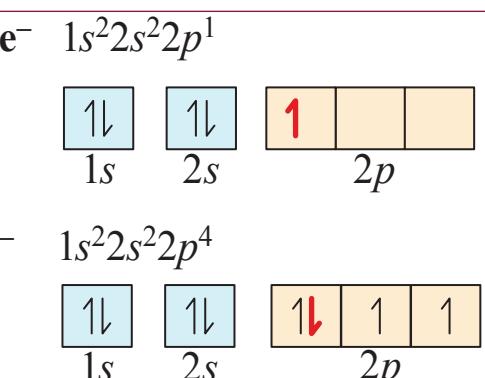
إنَّ قيم الميل الإلكتروني السالبة شائعة، وتمثل نظاماً يُطلق طاقة؛ ويبين الجدول 4-1 قيم الميل الإلكتروني لبعض العناصر المختارة.

لا يوجد تدرج منتظم خلال المجموعة في قيم الميل الإلكتروني، لأنَّ الطاقة المصاحبة لكتسِّ 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 والنيتروجين كليهما يمتلكان قيمة ميل إلكتروني موجبة، لأنَّ عنصر Be يمتلك

توزيعاً إلكترونياً ممتهناً وأكثر استقراراً لإلكترونات التكافؤ هو $(2s^2)$. وأي إلكترون إضافي يجب أن يتوجّه إلى المستوى الفرعي $(2p)$ الفارغ، ويحتاج هذا إلى طاقة إضافية. أمّا عنصر النيتروجين، فيمتلك توزيعاً إلكترونياً نصف ممتليٍ وأكثر استقراراً لإلكترونات التكافؤ هو $2s^2 2p^3$ الذي يحتوي على $(3p)$ إلكترونات غير مرتبطة، وموجودة في أفلال (p) مع إضافة إلكترون رابع إلى فلك (p) سيحتاج إلى طاقة، إنَّ هذا الإلكترون سيتعرّض لقوة تناحر كبيرة من قبل الإلكترونات الثلاثة الأخرى غير المرتبطة والموجودة في أفلال (p) (الشكل 9-1).



الشكل 9-1 التوزيع الإلكتروني لأيون Be^- ، وأيون N^- .

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

تلخيص: استخدم قيم الميل الإلكتروني من مجموعات أخرى.

من المعروف أنَّ قيم الميل الإلكتروني للغازات النبيلة (عناصر المجموعة الثامنة VIIIA) جميعها موجبة. وإنَّ إضافة أي 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 للذرّة على جذب الإلكترونات الموجودة في الرابطة الكيميائية. وقد طور العالم لويس بولينج (1901-1994) هذا المقياس، فعيّن بشكل عشوائي الذّرة التي لها القدرة الأكبر على جذب الإلكترونات، وهي ذرّة الفلور، والتي تمتلك سالبية كهربائية مقدارها (3.98) تقرّيباً، أما قيم السالبية الكهربائية للذّرات الأخرى جميعها، فقد تمّ ترتيبها وفقاً لذلك (الجدول 1-5)، بالإضافة إلى أنَّ السالبية الكهربائية ليس لها وحدة قياس.

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



الجدول 5-1 قيم السالبية الكهربائية.

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

يتناوب التدرج في قيم السالبية الكهربائية عبر الدورات والجموعات 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 فتزداد قدرة الذرة على جذب الإلكترونات التكافؤ فتزداد السالبية الكهربائية.

تزايد 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 جذب الإلكترونات ونقص قوة جذب النواة، فتقلّ قدرة الذرة على جذب الإلكترونات التكافؤ وتقلّ قيم السالبية الكهربائية.

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



لاميل الغازات النبيلة إلى جذب الإلكترونات. ولهذا السبب، فإنَّ بعضها لا يمتلك سالبية كهربائية. ولكن، قد تكون بعض ذرّات الغازات النبيلة ذات الحجم الكبير روابطً تساهمية في ظروف خاصة ومحدّدة، مثل الكربيتون والزيتون. لذا، فإنَّ من المحتمل أن نحدّد قيمة السالبية الكهربائية لهذه العناصر.

مثال 1



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

الحل

- يقع البريليوم والسترونشيوم كلاهما في المجموعة نفسها.
- تناقص طاقة التأين عام باتجاه 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، لأنّه موجود في موقع أعلى من السترونشيوم في المجموعة.

مثال 2



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

الحل

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

مثال 3



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

الحل

- يقع الفوسفور والأنتيمون كلاهما في المجموعة نفسها.
- تناقص السالبية الكهربائية بشكل عام باتجاه 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 الكهربائية الأعلى لأنّه موجود في موقع أعلى من الأنتيمون في المجموعة.



التدريج في طاقة التأين والميل الإلكتروني والسلبية الكهربائية

1-1

سؤال الاستقصاء

هل يمكن استنتاج التدرجات في طاقة التأين والميل الإلكتروني والسلبية الكهربائية وهل يمكن تفسيرها من البيانات؟

المواد المطلوبة

جداول بيانات، ورقة رسم بياني.

الخطوات

1. باستخدام قيم طاقات التأين الأولى الموجودة لديك في الجدولين: 1-1 و 1-2، أنشئ الرسم البياني لطاقة التأين الأولى (IE_1) في مقابل العدد الذري لعناصر الدورة الثانية. انشئ رسمًا بيانيًا 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 1-3، ارسم رسمًا بيانيًا يوضح التغير في طاقة التأين في مقابل عدد الإلكترونات المتنزوعة 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 رسمًا بيانيًا يوضح التغير في قيم الميل الإلكتروني في مقابل العدد الذري، وحدد التدرج العام لهذه القيم.
6. باستخدام جدول بيانات قيم السلبية الكهربائية لعناصر المجموعة السابعة (VIIA) الموجود لديك، ارسم رسمًا بيانيًا يوضح التغير في السلبية الكهربائية في مقابل العدد الذري، وحدد التدرج العام لهذه القيم وفسّرها 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 الحاجبة، وكيف تغير الشحنة النووية. ثم اذكر كيف يتغير نصف القطر الذري. فسّر التدرج في قيم طاقة التأين الأولى عبر الدورة من حيث نصف القطر الذري.
- b. كرر ما قمت به في السؤال a، لعناصر المجموعة الثانية (IIA).
- c. أُعطيت طاقات التأين المتتالية لعنصر ما (من IE_1 إلى IE_5) بوحدة 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 والسلبية الكهربائية.

1-1 تقويم الدرس

1. أيٌّ من قيم طاقة التأين الأولى الآتية هي الأكثُر احتمالاً لعنصر السيليكون، عندما تكون طاقة التأين الأولى لعنصر الفوسفور تساوي $1,012 \text{ kJ/mol}$ ؟

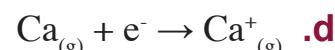
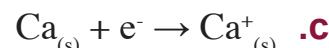
496 kJ/mol .a

787 kJ/mol .b

1,251 kJ/mol .c

1,520 kJ/mol .d

2. أيٌّ من المعادلات الآتية تمثل المعادلة التي تصف طاقة التأين الأولى لذرة الكالسيوم؟



3. بشكل عام، ما الذي يحدث لقيم طاقات التأين الأولى بالاتجاه 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 إلكتروني موجبة مقارنة مع الكربون؟

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

.b. لأن الإلكترون المضاف سيوضع في مستوى طاقة رئيس غير مشغول بأية إلكترونات من قبل.

.c. لأن الإلكترون المضاف سيوضع في فلك غير مشغول بأية إلكترونات من قبل.

.d. لأن النيتروجين يمتلك نصف قطر ذري أصغر من نصف قطر الذري للكربون.

5. أكمل الجدول الآتي للمقارنة بين الميل الإلكتروني والسلبية الكهربائية.

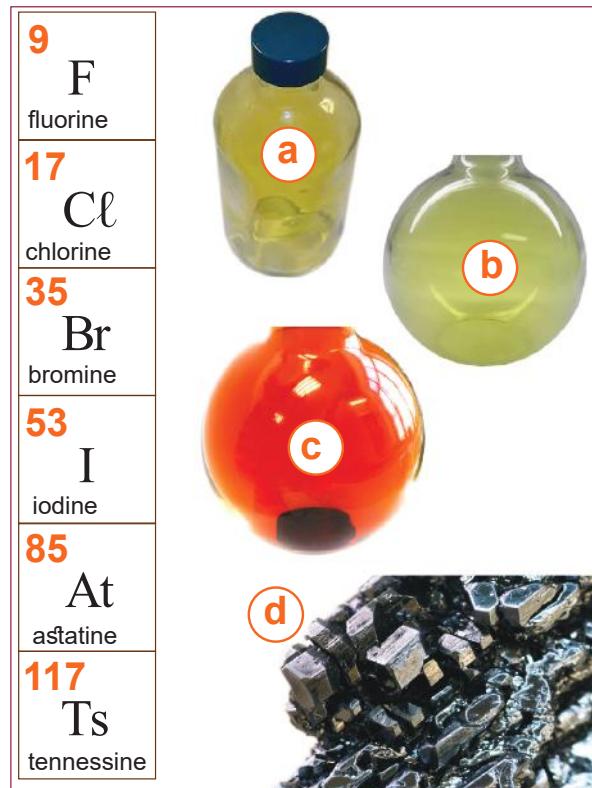
السلبية الكهربائية	الميل الإلكتروني	وجه المقارنة
		1. التعريف:
		2. الوحدة:
		3. قيمة حقيقة أم نسبية:

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

الدوري؟

الدرس 2-1

الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة السابعة (17) VIIA Descriptive Chemistry of the Group VIIA (17) Elements



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

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

- الفلور (F)
- الكلور (Cl)
- البروم (Br)
- اليود (I)
- الأستاتين (At) (مادة مشعة)
- التينيسين (Ts) (مادة مشعة)

عند الانتقال في المجموعة السابعة (VIIA) من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري، يزداد نصف القطر الذري للذرّات، وتقل طاقة تأيمها. تقع الهالوجينات إلى أقصى يمين الجدول الدوري، لذلك، فإنّها جميعاً لافلّرات، وتمتلك جميعها التوزيع الإلكتروني $ns^2 np^5$.

المفردات



مخرجات التّعلم

C1201.4 يلخّص التدرّج ويشرحه في الخصائص الآتية أصل 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؟

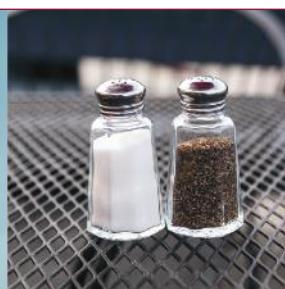
هل يمكنك تسمية استخدامين في حياتك اليومية للكلور أو اليود؟



معجون أسنان بالفلوريد



مبيّض الفسيل



ملح الطعام

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

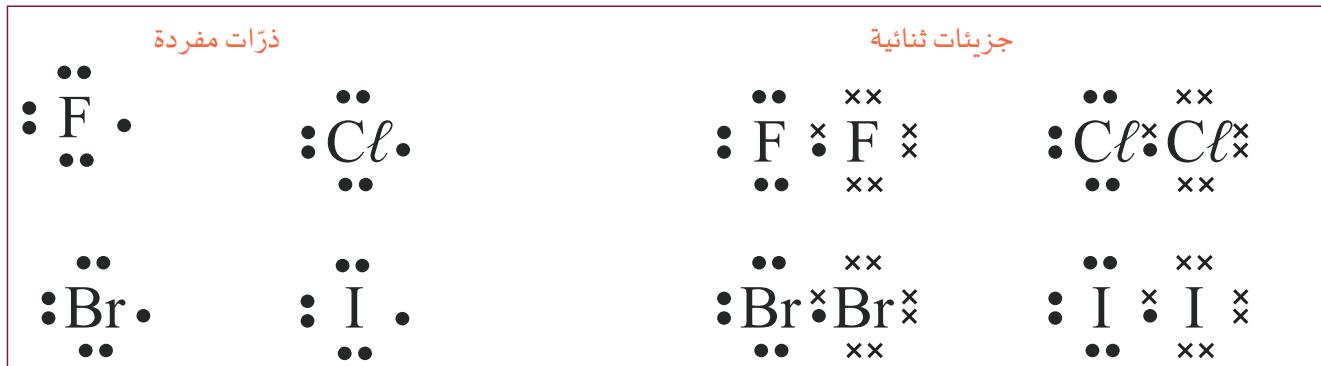
جميع العناصر النقية الموجودة في المجموعة السابعة (VIIA)، والتي يُطلق عليها **الهالوجينات** **Halogens**، تُعدُّ مواد سامة، ونشطة كيميائياً، وخطرة في الوقت نفسه. أمّا عندما تكون في هيئة مركبات، فإنّها تكون في غاية الأهمية لحياتنا. ربّما يكون لديك تعامل مباشر مع ثلاثة منها على الأقل يومياً: إنَّ مركب فلوريد الصوديوم (NaF) الموجود في معجون الأسنان يساعد على منع تسوس الأسنان. أمّا مركب هيبوكلورايت الصوديوم (NaClO) الموجود في مبيّض الملابس، فإنَّه يؤكسد البقع ويجعل الملابس نظيفة وناصعة. ويُعدُّ اليود الموجود في الملح من المعادن الرئيسة والضرورية لجسمك.

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

النشاط الكيميائي	فلز أو لافلز	حالة التأكسد (الشائعة المحتملة)	درجة الغليان (°C)	درجة الانصهار (°C)	التصنيف
فائقي النشاط، مسبب للتآكل	لافلز قوي جدًا	-1	-188	- 219	غاز سام أصفر اللون، يمتلك السالبية الكهربائية الأعلى F_2 الفلور
نشاط مرتفع جدًا مسبب للتآكل	لافلز قوي	-1 +1, +3, +5, +7	-34	- 101	غاز أصفر - محضر سام Cl_2 الكلور
نشاط جيد جدًا مسبب للتآكل	لافلز	-1 +1, +3, +5, +7	60	- 7	سائل أحمر - بيّن كثيف Br_2 البروم
نشاط جيد	لافلز	-1 +1, +3, +5, +7	185	114	صلب أسود - رمادي له مظهر الفلز I_2 اليود
*	*	*	*	*	عنصر مشع طبيعي نادر الوجود At_2 الأستانتين
*	*	*	*	*	عنصر مشع صناعي فترة عمر النصف له قصيرة Ts_2 التينيسين

الهالوجينات كعناصر نقيّة

توجد الهالوجينات طبيعياً 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 نتیجة وجود هذه المواد كجزيئات غير قطبية ثنائية الذرة ولضعف قوى الترابط بين جزيئاتها.

العبارة التي تحتوي على البروم السائل ستبدو دائماً ممتلئة تقريباً، لأن أبخرة البروم ستملأ الفراغ وتترکّز فوق سطح البروم السائل، حيث يتكون البخار السام في هيئة غاز بني داكن يملأ العبارة بأكملها.



الشكل 13-1 عملية تسامي اليود.

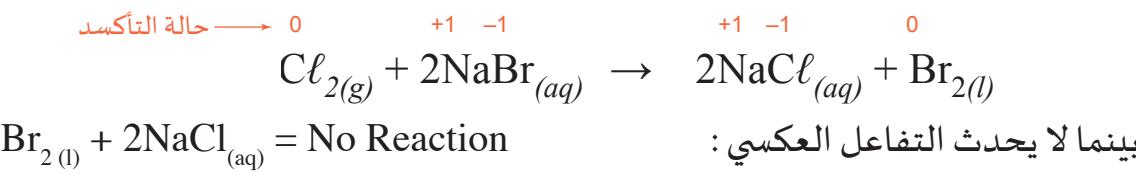
يبيّن الشكل 13-1 تجربة يتم فيها تسخين عينة من بلّورات اليود بلطف باستخدام موقد كحولي، ويغطى الدورق الذي يحتوي على اليود بصحن زجاجي شفاف يحتوي على ثلج وماء. وعندما ترتفع درجة حرارة البلّورات، سيُلاحظ ارتفاع بخار ذو لون بنفسجي غامق يصدر عن بلّورات اليود؛ إلا أن هذا البخار سام، ويجبأخذ الحيطة والحذر لئلا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

عند تسخين دورق بداخله بلّورات يود، يوضع ثلج على الصحن الزجاجي الذي يغطيه، كما هو مبيّن في الشكل 13-1 فـسـرـ الـهـدـفـ منـ ذـلـكـ.



تدرج نشاط العناصر بوصفها عوامل مؤكسدة

العامل المؤكسد Oxidizing agent هو المادة التي تُخترل فتكتسب الإلكترونات من مادة أخرى أثناء التفاعل، وتتسبب في تأكسدها. ويبين الشكل 14-1 مثلاً على عملية تأكسد بروميد الصوديوم بواسطة الكلور، تغير حالة تأكسد الكلور من (0) إلى (-1)، لأنَّ 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 الهالوجينين الأقوى كعامل مؤكسد أن يحل محل أيون الهايد للهالوجينين الأقل قوة كعامل مؤكسد (الشكل 1-14).

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

الجدول 7-1 قوة عناصر المجموعة السابعة (VIIA) بوصفها عاملًا مؤكسدًا.

العنصر	العامل المؤكسد	السالبية الكهربائية	نصف قطر الذري (pm)
الفلور	الأقوى	4.0	72
الكلور		3.0	99
البروم		2.8	114
اليود	الأضعف	2.5	133

مثال 4

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

الحل

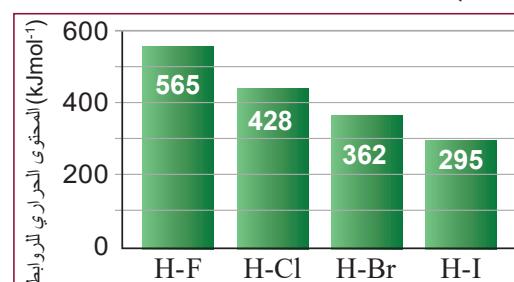
- عناصر المجموعة السابعة (VIIA) التي تقع جميعها فوق عنصر اليود هي عبارة عن عوامل مؤكسدة أقوى من اليود، وهي: الفلور، والكلور، والبروم.
- عناصر المجموعة السابعة (VIIA) التي تقع جميعها تحت الكلور هي عبارة عن عوامل مؤكسدة أضعف من الكلور، وهي: البروم، واليود.
- لذا، فالجواب هو البروم.

الاستقرار الحراري للهاليدات

- الهاليدات مركبات ثنائية الذرة يكون أحد العناصر فيها هو أيون هالوجين (هاليد).
- تعتبر الهاليدات من أهم الأملاح، مثل كلوريد الصوديوم (NaCl) وiodيد البوتاسيوم (KI) وفلوريد المغنيسيوم (MgF_2).
 - هاليدات العناصر الانتقالية تتضمن شحنات أيونات مختلفة مثل كلوريد الحديد (II) ($FeCl_2$) وكلوريد الحديد (III) ($FeCl_3$) وكلوريد النحاس (I) ($CuCl$) وكلوريد النحاس (II) ($CuCl_2$).
 - مركبات هاليدات الفلزات جميعها تكون بلورات أيونية مستقرة لذلك نجد درجة انصهار هذه المركبات عالية نسبياً.
 - الهاليدات العضوية التي تضم مركبات الكلورو فلورو كربون، مثل تلك التي تُستخدم كغاز مبرد في التلوجات، الفريون (CCl_2F_2) وهاليدات الألكيل، مثل كلوريد الميثيلين (CH_2Cl_2).
 - مركبات هاليدات الهيدروجين هي مركبات تساهمية قطبية. HI, HBr, HCl, HF 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.

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



الشكل 15-1 المحتوى الحراري لروابط المكونة لمركبات هاليدات الهيدروجين

- مركبات هاليدات الهيدروجين قابلة للذوبان في الماء وتكون محليل 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^+ .
- الطريقة المثلث لتحضير هاليدات الهيدروجين هي عن طريق تفاعل حمض الكبريتيك مع محلل 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 ثباتاً واستقراراً حرارياً من كلوريد الهيدروجين HCl ؟

الحل

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

الكشف عن أيون الهاليد باستخدام نترات الفضة ومحلول الأمونيا

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



الجدول 9-1 رواسب التي تمت ملاحظتها.

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

يصف الجدول 9-1 رواسب مركبات كلوريد الفضة وبروميد الفضة وiodيد الفضة، أما في التطبيق العملي، فسيكون من الصعب تمييزها، لذا، يُضاف محلول الأمونيا المخفف إلى هذه الرواسب، فيذوب راسب (AgCl) عن طريق تكوين أيون ثنائي أمين الفضة (I^-)، $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ، أما الراسبان الآخرين، وهما (AgI)، (AgBr)، فلا يذوبان. أما بإضافة محلول الأمونيا المركّز يذوب (AgBr) ولا يذوب الراسب (AgI)، ويبيّن الجدول 10-1 نتائج هذا الاختبار.

الجدول 10-1 نتائج اختبار محلول الأمونيا.

الراسب	إضافة محلول الأمونيا إلى الراسب المتكوّن
AgCl	يذوب الراسب لتكوين محلول عديم اللون باستخدام محلول الأمونيا المخفف.
AgBr	لم يلاحظ أي تغيير باستخدام محلول الأمونيا المخفف. ولكنَّ هذا الراسب يذوب مع محلول الأمونيا المركّز لتكوين محلول عديم اللون.
AgI	لم يلاحظ أي تغيير سواء باستخدام محلول الأمونيا المخفف أو محلول الأمونيا المركّز.

مثال 6



أيُّ من أيونات الهاليدات يكون موجوداً في محلول عندما يتكون راسب عن طريق إضافة محلول نترات الفضة، ثم يذوب هذا الراسب عند إضافة محلول الأمونيا المخفف إليه؟

الحل

- تكون أيونات الكلوريد، والبروميد، واليوديد رواسب عندما تتفاعل مع أيونات الفضة.
- سوف يذوب كلوريد الفضة فقط عند إضافة محلول الأمونيا المخفف إليه.
- إنَّ أيونات الكلوريد هي التي كانت موجودة في محلول الأصلي.



عناصر المجموعة السابعة (VIIA): الاتجاهات الدورية لخصائصها

2-1

سؤال الاستقصاء

المواد المطلوبة

هل يمكن الكشف عن محليل أيونات الهايدرات؟
 محليل NaCl , NaBr , NaI , تركيز كلٍّ منها 0.5 M , محلول نترات الفضة تركيزه 0.5M ومحلول أمونيا مخفف، ومحلول أمونيا مرکز، أنابيب اختبار، أدوات عملية الترشيح.

الإجراءات

- ضع في ثلاثة أنابيب اختبار (5 mL) من محلول نترات الفضة، تركيزه (0.5 M). في كلٍّ منها أضعف (5 mL) من محلول كلوريد الصوديوم، تركيزه (0.5 M), إلى أحد أنابيب الاختبار و (5 mL) من محلول بروميد الصوديوم، تركيزه (0.5 M), إلى أنبوب آخر، ثم (5 mL) من محلول يوديد الصوديوم، تركيز (0.5 M), إلى آخر أنبوب.
- اجمع الراسب الناتج من كلّ أنبوب اختبار باستخدام عملية الترشيح، واغسله جيداً بالماء المقطر أو الماء الخالي من الأيونات.
- نفّذ هذا الجزء من النشاط في خزانة الأبخرة، بطريقة تجعل الرواسب تتفاعل مع محلول الأمونيا المخفف، فإذا لم يحدث أي تفاعل مرئي، اجمع الراسب باستخدام عملية الترشيح واغسله مرة أخرى، واجعله يتفاعل مع محلول الأمونيا المرکز.
- دون الملاحظات جميعها.

الأسئلة

- اكتب المعادلات الموزونة لتفاعلات الثلاثة التي نفذتها في الخطوة (1).
- فسّر الهدف من اختبار إضافة محلول الأمونيا المخفف.
- فسّر الهدف من اختبار إضافة محلول الأمونيا المرکز.
- اكتب المعادلة الموزونة لتفاعل (AgBr) مع الأمونيا، وحدّد بشكل واضح المواد الناتجة القابلة للذوبان والمواد الصلبة.

مشروع بحثي

- ابحث في درجات غليان كلٍّ من الفلور والكلور والبروم واليود، وارسمها بيانياً، ثم حدّد طبيعة الحالة (صلبة، سائلة، غازية) التي يوجد فيها كلٌّ هالوجين عند درجة حرارة الغرفة. فسّر التدرج في قيم درجات الغليان، والتغيير في الحالات الفيزيائية من حيث القوى النسبية لقوى التجاذب البينية الجزيئية.
- ابحث، وحدّد القوة النسبية للهالوجينات عندما تتفاعل كعوامل مؤكسدة، ثم فسّر التدرج من حيث نصف القطر الذري والسلبية الكهربائية.
- ابحث، وارسم بيانياً طاقات روابط هاليدات الهيدروجين (HF و HCl و HBr و HI), وفسّر الاستقرار الحراري لها من حيث طاقات الروابط، واشرح أيضاً التدرج في طاقات الروابط من حيث أطوال الروابط، ثم فسّر التدرج في أطوال الروابط من حيث نصف القطر الذري.

1. أي عناصر من عناصر المجموعة السابعة (VIIA) يمكنها التفاعل مع بروميد البوتاسيوم؟

- a. اليود، والبروم
- b. اليود، والكلور
- c. الفلور، واليود
- d. الفلور، والكلور

2. كيف تغير قوة عناصر المجموعة السابعة (VIIA) كعوامل مؤكسدة بالإتجاه خلال المجموعة من الأعلى إلى الأسفل؟

- c. تبقى ثابتة
- a. تزداد
- d. لا يوجد تدرج واضح
- b. تتناقص

3. ما العامل المؤكسد في المعادلة الكيميائية الآتية؟



- | | |
|-------------------|--------------------|
| KBr .c | KI .a |
| I ₂ .d | Br ₂ .b |

4. أي من عناصر المجموعة السابعة (VIIA) من صنع الإنسان؟

- a. اليود
- c. البروم
- d. التينيسين
- b. الفلور

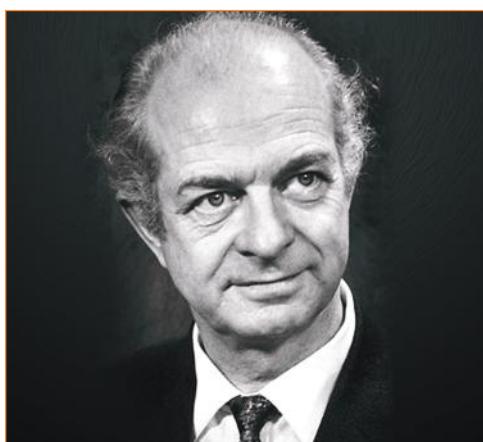
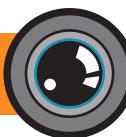
5. أي من التوزيعات الآتية يمثل التوزيع الإلكتروني للكترونات تكافؤ عناصر المجموعة السابعة (VIIA)؟

- a. ns¹np⁵
- b. ns¹np⁶
- c. ns²np⁵
- d. ns²(n-1)p⁵

6. أي من الآتي صحيح بالنسبة لهاليدات الهيدروجين؟

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

7. ابحث، وصف بشكل عام، مستخدماً مصطلحات عامة، عمل مركب هيبوكلوريت الصوديوم الموجود في المبيّض على إزالة البقع. يجب أن تتضمّن إجابتك مخططاً لجزيء صبغة نموذجيّ، والتغيير الذي يحدث.

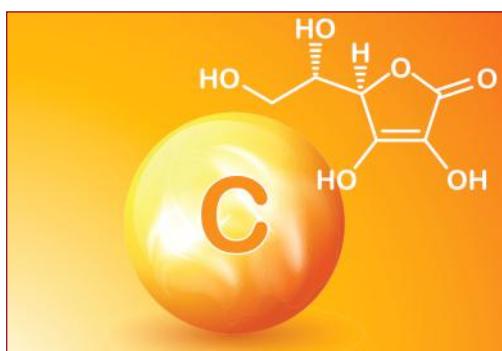


الشكل 16-1 لينوس بولينج.

لينوس بولينج 1901-1994 Linus Pauling

إن الإسهامات التي قدّمها لينوس بولينج إلى العلم والبشرية كانت مذهلة، فقد نشر أكثر من 1000 بحث ومقال، وفاز بجائزة نobel للكيمياء في العام 1954 لعمله على الروابط الكيميائية. لقد أوجد بولينج مقاييس السالبية الكهربائية، وطرح أفكاراً كثيرة وأجرى أبحاثاً في عدّة أمراض، مثل فقر الدم المنجل، ورأى أن لها أساساً وراثياً.

دفعت هذه الفكرة كثيراً من العلماء الآخرين إلى البحث عن سبب الأمراض في الجينات البشرية، حتى إنه رأى أنّ الجينات قد تكون مشفرة على جزيء مزدوج، وكان ذلك قبل 7 سنوات من اكتشاف واتسون وكرick الحمض النووي DNA.

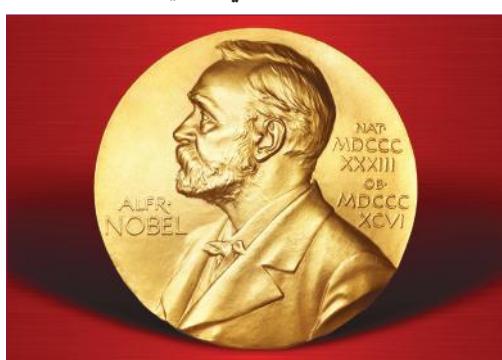


الشكل 17-1 الشكل البنائي لجزيء فيتامين C.

اخترع بولينج مجموعة واسعة من المواد الكيميائية والأجهزة، بما في ذلك المتفجرات ومقاييس يقيس مستويات الأكسجين. تم استخدام هذا الجهاز في الغواصات وفي الحاضنات، وللمرضى تحت التخدير.

في وقت مبكر من ثلاثينيات القرن الماضي، كان بولينج مقتنعاً بأنَّ الفيتامينات مهمة للغاية لصحة الإنسان. مستنداً إلى البحث العلمي والطبي، رأى أن فيتامين C (حمض الأسكوربيك) يمكن أن يؤدي دوراً في علاج السرطان ونزلات البرد. وقد ألف كتاباً كان الأكثر مبيعاً في العام 1970 وكان بعنوان «فيتامين C ونزلات البرد».

عمل بولينج لعدّة سنوات بعد تفجير أول قنبلة ذرية لتحذير الحكومات من مخاطر وتداعيات المواد المشعة المستخدمة في التجارب النووية. وقد منح بولينج جائزة نobel للسلام للعام 1962 عن هذا العمل، ليصبح أول شخص يحصل على جائزتي نobel غير مشتركتين.



الشكل 18-1 ميدالية جائزة نobel.

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، وتناقص 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، وتناقص بالإتجاه من أعلى المجموعة إلى أسفلها.

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

- 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.
- الهايليدات هي مركبات مكونة من الهايوجينات. هالييدات الهيدروجين مثل HCl و HBr هي غازات عند درجة حرارة الغرفة وتكون محليل حمضي عظمها 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 بالتالي: 147pm و 185pm و 198pm. استخدم هذه المعلومات وحدّد ممّا يأتي قيمة نصف القطر الذري لعنصر الكلور:

- 53pm .a
175pm .b
190pm .c
200pm .d

2. أيّ مما يأتي هو وحدة القياس الصحيحة لطاقة التأين؟
kj/mol .c mole .a
g/mol .b .d لا توجد وحدات

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



4. أيّ مما يأتي هو وحدة القياس الصحيحة للميل الإلكتروني؟
Kj/mol .c moles .a
g/mol .b .d لا توجد وحدات

5. أيّة معاّلة تصف بشكل صحيح الميل الإلكتروني للكبريت؟



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

Cl .c

I .a

Br .d

F .b

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

Cl₂ .c

I₂ .a

Br₂ .d

F₂ .b

9. أي من أيونات عناصر المجموعة السابعة (VIIA) لا يشكل راسباً مع أيونات الفضة؟

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

10. أي من هاليدات الفضة (AgX) سيدوّب في محلول الأمونيا المخفّف؟

AgCl .c

AgI .a

AgBr .d

AgF .b

11. ما العامل المؤكسد في التفاعل الآتي؟



KBr .c

KCl .a

Br₂ .d

Cl₂ .b

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

Br₂, Cl₂, F₂, I₂ .c

F₂, Cl₂, Br₂, I₂ .a

F₂, I₂, Br₂, Cl₂ .d

I₂, Br₂, Cl₂, F₂ .b

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. أي 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، واتكتب الحالة الفيزيائية.
17. ما الذي يشير إليه الميل الإلكتروني ذو القيمة الموجبة؟ اشرح ذلك من حيث الطاقة والاستقرار.
18. ما العلاقة العامة بين السالبية الكهربائية ونصف القطر الذري بالاتجاه إلى أسفل المجموعة في الجدول الدوري؟
19. أي عنصر من كل زوج من العناصر الآتية، له أعلى قيمة للميل الإلكتروني الأكثرب 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 :
- $IE_1 = 1012, IE_2 = 1903, IE_3 = 2912, IE_4 = 4956, IE_5 = 6273, IE_6 = 22233$
- اتكتب التوزيع الإلكتروني لأعلى مستوى طاقة مشغول في هذا العنصر.

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

- .21. في أيّة حالة (صلبة، سائلة، غازية) توجد العناصر الأربع الأولى من المجموعة السابعة (VIIA) في الطبيعة؟
- .22. ما عدد حالات التأكسد السالبة التي يمكن أن تكونها عناصر المجموعة السابعة (VIIA)؟ وما هي هذه الحالات؟
- .23. أيُّهما العامل المؤكسد الأقوى، الكلور أم اليود؟
- .24. أيُّ من هاليدات الهيدروجين يُعد الأكثُر استقراراً حرارياً؟ فسر إجابتك.
- .25. أيُّ من أيونات عناصر المجموعة السابعة (VIIA) يوجد في محلول الذي يكون راسباً مع أيونات الفضة لا يذوب في محلول الأمونيا المركّز؟
- .26*. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة التي تصف تفاعل $\text{AgBr}_{(s)}$ مع $\text{NH}_{3(aq)}$ المركّز، واكتُب الحالة الفيزيائية.
- .27. ما العلاقة بين قوّة العامل المؤكسد والسلبية 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 محلول الذي يتفاعل مع أيونات الفضة ويكون راسباً 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 2-1: التوزيع الإلكتروني وخصائص عناصر السلسلة

الانتقالية الأولى

الدرس 2-2: تكوين الأيونات المتعددة

مقدمة الوحدة

العناصر الانتقالية هي العناصر التي تقع ضمن الفئة "d" في الجدول الدوري الحديث. وتسمى العناصر الانتقالية الرئيسية. جميع هذه العناصر عبارة عن فلزات تتميز بوجود إلكترونات تكافؤ في المستويين الفرعيين (s) و(d) بحيث يكون المستوى الفرعى (d) ممتليء جزئياً. بعض المراجع لا تعتبر فلزات المجموعة 12 (Zn, Cd, Hg, Cn) فلزات انتقالية حقيقة، لأن إلكترونات التكافؤ تملأ كلياً أفلال d_(n-1) و ns_(n≥4) في مستوى الطاقة الخارجي. كما يوجد نوع آخر من العناصر الانتقالية تقع ضمن الفئة "f" وتسمى العناصر الانتقالية الداخلية وتشمل سلسلة الالثانيات والأكتنيدات

يوضح الدرس 1 كيفية كتابة التوزيع الإلكتروني لذرّات 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 لهنّذ الأيونات.

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

الأنشطة والتجارب

1-2 العناصر الانتقالية: التوزيع الإلكتروني والخصائص.

2-2 تفاعلات الحديد والفنadiوم.

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 تكون الجسر الذي يربط بين عناصر المجموعات الرئيسية فيه: حيث تربط هذه العناصر بين عناصر المجموعتين (2-1) IIA – IA وعناصر المجموعات (18-13) VIIIA – IIIA. وقد أعطت أرقام المجموعات العناصر الانتقالية الخمس الأولى من VIIIB إلى IIIIB للمجموعات الثلاث التالية ثم المجموعتين IB و IIB. أما الجدول الدوري الحديث، فيستخدم قواعد الأيوبارك (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	IIIB	III A	IV A	VA	VI A	VII A	VIII A	
1 H	2 He	3 Li	4 Be	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
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
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
2 He	10 Ne	18 Ar															

الشكل 1-2 جدول دوريٌّ يبيّن الترميم الحديث والقديم لمجموعات.

العناصر الانتقالية هي العناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوى الفرعى (d) أو المستوى الفرعى (f) ممثلاً جزئياً في الحالة الذرية أو الأيونية. عناصر المجموعة (12) IIB لديها توزيع إلكتروني ينتهي بأفلال المستويين الفرعيين ns و d_(n-1) (n≥4) الممثلاة كلياً بالإلكترونات، ولكنها لا تُعد عناصر انتقالية في أكثر الأحيان.

المفردات



Hund's rule

قاعدة هوند

Ligand

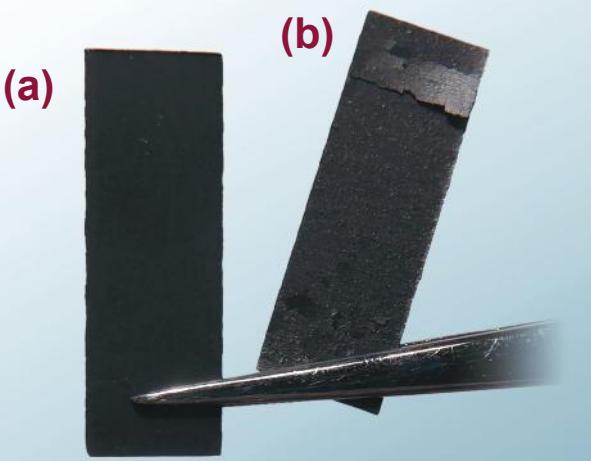
الليجند

مخرجات التَّعَلُّم

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

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

سلسلتا عناصر اللانثانيات والأكتينيدات



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

تقع سلسلتا عناصر اللانثانيات والأكتينيدات في أسفل الجدول الدوري بعيداً عن باقي العناصر الأخرى (انظر الجدول الدوري في نهاية الكتاب). تتضمن سلسلتا اللانثانيات والأكتينيدات بعض العناصر الأقل شيوعاً، وجميعها عبارة عن فلزات. تُعرف هذه العناصر بأسمها عناصر الفئة "f"، وتسمى "العناصر الانتقالية الداخلية". وبالتحرك عبر هاتين السلسلتين من العناصر في الجدول الدوري، فإن عدد الإلكترونات الموجودة في فلك (s) الخارجي (6s، أو 7s) سيقوى اثنين.

المجموعة f															
مجموعة اللانثانيات 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 اللانثانيات والأكتينيدات لديها إلكترونات اثنان في الفلك الخارجي (s). لذلك، فإنها تمتلك خصائص فيزيائية وكميائية متشابهة تماماً.

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

أما مجموعات فئات العناصر "s" و "p" و "d" الموجودة في الجدول الدوري، فإن عدد المجموعات الموجودة في كل 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 الدوريّة أن عناصر الفئة "f" تحتوي على (15) مجموعة رأسية (عمودية)، أما مستوى الطاقة الفرعية (f) فيحتوي على (14) إلكتروناً كحد أقصى، لأن العنصرين التي تمت تسمية هاتين المجموعتين بناء عليهما (اللانثانيوم La والأكتينيوم Ac) توجد ضمن عناصرهما لذا، تفحّص التوزيع الإلكتروني لعنصري اللانثانيوم 57La:[Xe] 5d¹ 6s² والأكتينيوم 89Ac:[Rn] 6d¹ 7s² ثم أجب بنفسك عن الأسئلة أدناه استناداً إلى التوزيع الإلكتروني لكل منهما، وإلى ما ناقشناه سابقاً، بغض النظر عن الأساس المنطقي لتصنيف الفلز بأنه فلز انتقالي أو أحد الفلزات الانتقالية الداخلية.

- أيُصْحِّ تصنيف عنصري اللانثانيوم والأكتينيوم بأسماء من عناصر الفئة "d" أم إِنَّهُما من عناصر الفئة "f"؟ وضّح إجابتك.
- ما عنوان المجموعة الذي تقتربه لسلسلة اللانثانيات والأكتينيدات؟ وضّح إجابتك.

التوزيع الإلكتروني لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى

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

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

الشكل 3-2 العناصر الانتقالية الموجودة في الجدول الدوري.

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

الجدول 1-2 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
$[Ar] \begin{matrix} 4s \\ 1 \end{matrix}$	التوزيع المرئي-السهم (حسب قاعدة هوند) باستخدام ترميز الغاز النبيل

يُعد السكانديوم أول عنصر يشغل الفئة "d" من الجدول الدوري. والإلكترون الزائد الذي يمتلكه عنصر السكانديوم مقارنة بعنصر الكالسيوم سوف يشغل الفلک الأول في المستوى الفرعی (d)، والتوزيع هو (3d¹). تذكر أن لا وجود لمستويات فرعية من نوع (1d) أو (2d). وتذكر أيضاً أن المستوى الفرعی (s) يتكون من فلك واحد، أما المستوى الفرعی (p) فيتكون من ثلاثة أفلاك، ويكون المستوى الفرعی (d) من خمسة أفلاك. ويبين الجدول 2-2 طرق متعددة لتمثيل التوزيع الإلكتروني لعنصر السكانديوم.

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

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$	التوزيع بحسب الأفلاك (حسب مبدأ أوفباو)
$[Ar]4s^2 3d^1$	التوزيع بحسب الأفلاك باستخدام ترميز الغاز النبيل
$[Ar] \begin{matrix} 4s \\ 1 \end{matrix} \begin{matrix} 3d \\ 1 \end{matrix}$	التوزيع المرئي-السهم (حسب قاعدة هوند) باستخدام ترميز الغاز النبيل

لاحظ أنّ تبعاً لتعريف الأيونات (IUPAC) (الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية) لعنصر الانتقال أن العنصر الانتقال هو "عنصر لديه مستوى فرعی (d) أو (f) ممتلئ جزئياً بالإلكترونات في الحالة الذرية أو الأيونية".

بالتالي ، فإن عناصر المجموعة 12 ليست عناصر انتقالية حقيقة.

تطبيق قاعدة هوند

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

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

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

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

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

الجدول 2-4 التوزيع الإلكتروني الفعلي لعناصر الكروم والنحاس.

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

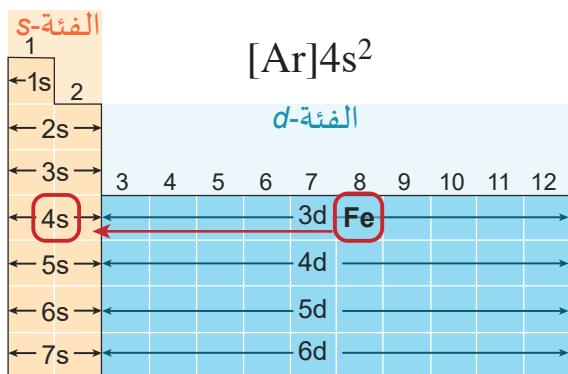
سوف نبيّن السبب لعدم اتباع عنصري النحاس والكروم قاعدة هوند، بعد أن نلقي نظرة عن قرب على الفلزات التي تتبع قاعدة هوند: هنالك علاقة وطيدة بين موقع العنصر في الجدول الدوري وتوزيعه الإلكتروني. وكما شاهدنا من قبل مع العناصر الأخرى، فإنَّ العناصر الانتقالية تتبع النمط الموجود في الجدول الدوري.



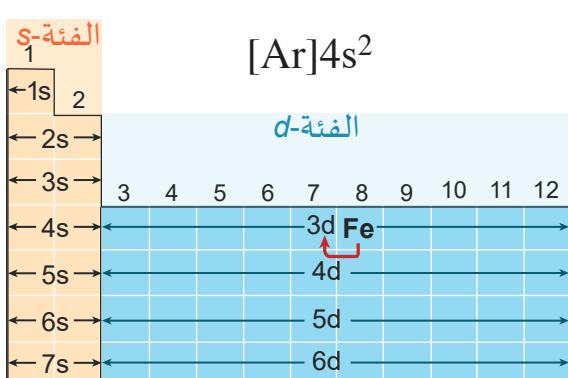
ما التوزيع الإلكتروني لذرة عنصر الحديد، اكتبه باستخدام ترميز الغاز النبيل.

الحل

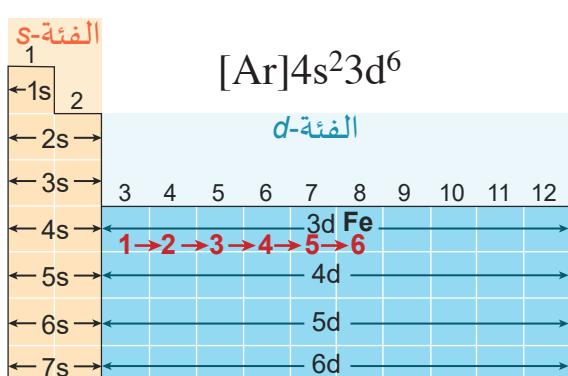
- ٤٠ حدّد أولاً غاز نبيل يمتلك عدداً ذريّاً أدنى من العدد الذريّ لذرة الحديد، وضع رمزه بين قوسين مستطيلين.



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



- لأنَّ الفلك (4s) لذرة الحديد ممتلئ بالفعل
بإلكترونين اثنين، فإنَّا نستخدم الترميز
(4s²) بعد رمز الغاز النبيل.



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

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

توضيح التوزيع الإلكتروني لكل من الكروم والنحاس

لا يتبع التوزيع الإلكتروني لكل من الكروم والنحاس ما توقعه من استخدام قاعدة هوند (انظر الجدول 2-5)، 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 حدّها الأدنى، عندما تكون الأفلاك مماثلة بشكل كامل أو نصف مماثلة أو فارغة.

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

العنصر	المتوقع					الفعلي				
	الغاز النبيل	4s	3d	الغاز النبيل	4s	3d				
²⁴ Cr	[Ar]	1	1 1 1 1	[Ar]	1	1 1 1 1 1				
²⁹ Cu	[Ar]	1	1 1 1 1 1 1	[Ar]	1	1 1 1 1 1 1				

تبين حسابات طاقة الكم أنَّ التوزيع $[Ar]4s^{13}d^5$ بالنسبة إلى الكروم يُعد أقل طاقة وأكثر استقراراً من التوزيع $[Ar]4s^{23}d^4$. وبشكل مماثل بالنسبة إلى النحاس، فإنَّ التوزيع $[Ar]4s^{13}d^{10}$ يُعد أقل طاقة وأكثر استقراراً من التوزيع $[Ar]4s^{23}d^9$.

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

يميل التوزيع ذو النمط الأكثر تماثلاً ($4s^{13}d^5$) إلى امتلاك طاقة كلية أقل من النمط الأقل

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

أيٌّ من هذه العناصر يمكن تفسيره باستخدام عملية التماثل؟

هل يمكن ملاحظة نمط معين بالنسبة إلى العناصر الانتقالية التي تمتلك توزيعاً إلكترونياً شادداً عن القاعدة؟



تماثلاً ($4s^{23}d^4$ ، لأنَّ 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 فإنَّ ذلك يصبح أكثر تعقيداً. في بعض الأحيان تُرجم عوامل ميكانيكا الكم عامل التماثل بالنسبة إلى هذه العناصر، ولا تجد لها نمطاً بسيطاً.

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

الخصائص المميزة لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى

حالات التأكسد

إن الاختلافات في الطاقة بين فلك (s) وأفلاك (d) ضئيلة جداً في العناصر الانتقالية. لهذا السبب تكون هذه العناصر حالات تأكسد متعددة ذات شحنات موجبة (انظر الجدول 2-6). حيث تترتب الإلكترونات بالحد الأدنى من الطاقة اعتماداً على خصائص العنصر الآخر في الرابطة الكيميائية. وهذا سبب آخر لتنوع 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 تكون العناصر الانتقالية أيونات ذات شحنة موجبة، فإن أول 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+})، ستتم إزالة كلا الإلكترونين من المستوى الفرعي (4s).

عندما تفقد ذرة حديد ثلاثة إلكترونات، فإنها تفقد أول إلكترون من المستوى الفرعي (4s)، ثم تفقد إلكترون الثالث من المستوى الفرعي (3d) (انظر الجدول 2-7).

نتيجة لتكوين العناصر الانتقالية لحالات تأكسد متعددة ذات شحنة موجبة، يمكن لهذه الفلزات أن تتحدد بحسب مختلفة مع أيونات سالبة أو جسيمات ذات

الجدول 2-7 التوزيع الإلكتروني لعنصر الحديد وبعض أيوناته.

حالة تأكسد سالبة مكونة مركبات مختلفة.

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

وهي مركبات مستقرة ولكن ليس كل حالات تأكسد العناصر الانتقالية تكون مركبات مستقرة.

ما عدد الأكسيدات المختلفة التي يمكن أن يكونها عنصر المنجنيز نظرياً؟

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

الجدول 2-8 أكسيدات الكروم والحديد المستقرة.

المركب	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+}



الخصائص المميزة لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى

البلورات والمحاليل المائية الملونة

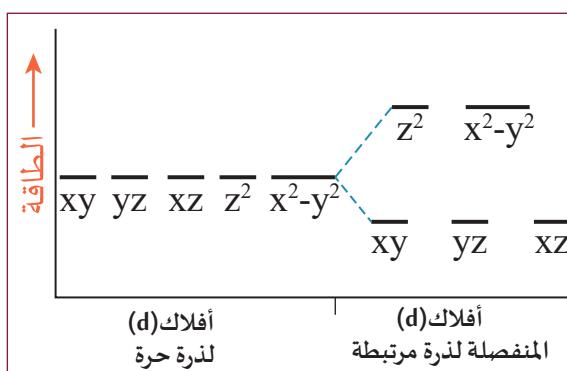


الشكل 4-2 (a) بلورات، (b) محاليل تحتوي على أيونات عناصر انتقالية.

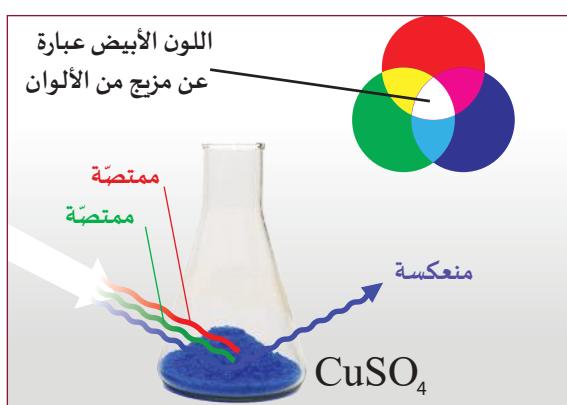
الخاصية الشائعة الملاحظة للكثير من العناصر الانتقالية هي أنّ البلورات والمحاليل المائية التي تحتوي على أيونات هذه الفلزات تكون في الغالب ملونة (انظر الشكل 4-2).

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

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



الشكل 5-2 عملية «انفصال» أفلالك (d) لندرة مربطة.



الشكل 6-2 مركب كبريتات النحاس CuSO_4 أزرق اللون

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

يتم امتصاص فوتونات لها طاقة محددة (طاقة لون محدد) من قبل إلكترونات أفلالك المستوى (d)، والتي تقفز من أفلالك ذات طاقة منخفضة إلى أفلالك ذات طاقة مرتفعة. عملية انفصال أفلالك (d) يجعل الاختلافات في الطاقة ضمن مدى طاقة الضوء المرئي. لذلك فإنّ 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 المكملة الحمراء والخضراء سيتم إمتصاصها من الضوء الأبيض (الشكل 6-2).



العناصر الانتقالية:

1-2

التوزيع الإلكتروني والخصائص

هل تمتلك العناصر الانتقالية خصائص مميزة وفريدة من نوعها، بما يُمكّن من استخدام هذه الخصائص للتمييز بينها وبين العناصر الأخرى؟

سؤال الاستقصاء

جدول دوري يحتوي على التوزيع الإلكتروني، عيّنات لبلورات أو محاليل مائية بعضها يحتوي على أيونات فلزّ انتقالي، وبعضها لا يحتوي على هذه الأيونات.

المواد المطلوبة

الإجراءات



1. باستخدام قاعدة هوند والجدول الدوري:

- اكتب التوزيع الإلكتروني لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى.
- قارن بين التوزيع الإلكتروني المتوقّع والتوزيع الإلكتروني الفعلي.
- ما العناصر التي لا تُظهر توزيعاً إلكترونياً متوقّعاً؟
- قدم تفسيراً منطقياً ومعقولاً لكلّ حالة شاذة عن القاعدة.

2. أُعطيت مجموعة من المحاليل المائية والبلورات:

- أيّ منها يحتوي على أيونات عنصر انتقالي؟ بّرّر سبب اختيارك.

3. أُعطيت بلورات، وصيغًا كيميائية لمرّكّبين، وعيّنة فلزّية واحدة لكلّ من الفناديوم والكروم والمنجنيز والحديد:

- صنّف ألوان البلورات في هيئة جدول.

• ما الذي تستنتجه من الألوان التي تنقلها أيونات العنصر الانتقال إلى بلوراتها.

• حدّد حالات تأكسد لكلّ عنصر انتقالي موجود في كلّ بلورة.

• أجري بحثاً عن قيم الكثافة وقيم درجات الانصهار لكلّ من هذه البلورات، ولخص هذه الخصائص.

• أجري بحثاً عن قيم الكثافة وقيم درجات الانصهار لمرّكّبات مشابهة تحتوي على صوديوم وكالسيوم.

• قارن بين خصائص مركّبات العنصر الانتقال وخصائص مركّبات الصوديوم والكالسيوم التي تمّ إجراء بحث عنها، وأصدر تعميماً إذا أمكن ذلك.

4. باستخدام التوزيع الإلكتروني الفعلي لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى:

- اقترح حالات تأكسد منطقية ومعقولة لكلّ عنصر.

• قدم تفسيراً منطقياً ومعقولاً يوضح السبب الذي يؤدّي إلى تكون كلّ حالة تأكسد مقترحة.

1. أي عنصر من عناصر السلسلة الانتقالية الأولى تتوقع أنه يمتلك (7) إلكترونات موجودة في المستوى الفرعي (3d)؟

- .a. الكوبالت
- .b. النحاس
- .c. السكانديوم
- .d. المنجنيز

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

- .a. الكوبالت والنحاس
- .b. السكانديوم والخارصين
- .c. الكروم والكوبالت
- .d. الكروم والنحاس

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

- [Ar] 4s²3d⁵ .a
- [Ar] 4s⁰3d⁵ .b
- [Ar] 4s²3d² .c
- [Ar] 4s²3d⁴ .d

4. أي من الجمل الآتية تفسّر بالطريقة الأفضل الأسباب التي تجعل البّلورات والمحاليل المائية لأيونات الفلز الانتقالية تُظہر لوناً مميّزاً في كثير من الأحيان؟ 

- .a. ذرّات الفلزات الانتقالية ملونة.
- .b. أفلاك d جميعها تمتلك الطاقة نفسها.
- .c. الإلكترونات الموجودة في أفلاك (d) الخارجية.
- .d. الليجندرات المرتبطة بهذه الأيونات تفصل أفلاك (d) من حيث الطاقة.

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

- [Ar] 4s⁰3d⁵ .a
- [Ar] 4s²3d⁵ .b
- [Ar] 4s²3d³ .c
- [Ar] 4s²3d² .d

6. أي من التوزيعين الإلكترونيين الآتيين هو الأقل طاقة: $4s^23d^4$ أم $4s^13d^5$. اعطِ سبباً بسيطًا لتبرّر إجابتك. 

7. أي تفسير، من حيث الطاقة، يوضح بشكل أفضل سبب عدم امتلاك بعض العناصر الانتقالية توزيعاً إلكترونياً يمكن توقعه من خلال موقعها 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 فلز النحاس في حالته الحرّة، ويُسمّى «النحاس الخام» (الشكل 2-7). لكنَّ المصدر الأكثُر شيوعاً للحصول على فلز النحاس يأتي من تنقية أكثُر من عشر خامات نحاس مختلَفة.

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

كان الملاكيت، $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$, *malachite*، 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، فإنَّ للملاكيت قيمة أكبر كونه يحتوي على صبغة خضراء ويُستخدم لإنتاج منتجات لزينة (الشكل 2-9).

المفردات

Isoelectronic

متساوٍ إلكترونياً (أيزو إلكتروني)

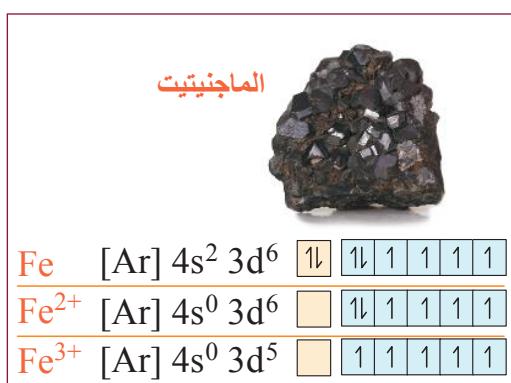


مخرجات التعلم

C1202.2 يدرك أن العناصر الانتقالية تكون 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



يُعد الماجنيت *magnetite* (الشكل 10-2) معدناً مثيراً للاهتمام لعدة أسباب:

- يحتوي التركيب البلوري للماجنيت على الحديد في حالتي تأكسد مختلفتين (2+ و 3+).

الماجنيت مغناطيس بشكل طبيعي ويمكن مغناطسته أيضاً. الصيغة الكيميائية المتعارف عليها للماجنيت هي Fe_3O_4 حيث يوجد لكل أيونين من أيونات (3+)، أيون واحد من أيون (2+).

الشكل 10-2 الماجنيت.

تتسبب طاقة (الغزل) الدوران للإلكترونات أن تتصرف كمغناطيسات صغيرة. في معظم المركبات تزدوج الأقطاب المغناطيسية للإلكترونات بالدوران في اتجاهين متعاكسيْن (مع اتجاه عقارب الساعة / وعكس اتجاه عقارب الساعة) أو (الاتجاه إلى الأعلى / وإلى الأسفل) مما يسبب إلغاء التأثيرات المغناطيسية. ومع ذلك ، يمكن أن يؤدي المغناطيس الخارجي القوي إلى ترتيب الإلكترونات جزئياً للتناقض مع المغناطيس الخارجي، وهذا ما يسمى (الدايامغناطيسية *dimagnetism*).

تحتفظ العناصر الانتقالية النقيّة التي تحتوي على إلكترونات مفردة بمغناطيسية تلك الإلكترونات غير المزدوجة. تُسمى هذه العناصر (البارامغناطيسية *paramagnetic*) وتتجذب مغناطيساً خارجياً بضعف، ولكنها لا تحافظ بمغناطيسيتها بمجرد إزالة المغناطيس الخارجي. من الأمثلة على العناصر البارامغناطيسية عناصر سكانديوم وتيتانيوم وفناديوم.

أما الحديد والكوبالت والنيكل فمن العناصر التي تسمى فرومغناطيسية *ferromagnetic* إذ أنها تجذب المغناطيس الخارجي بقوّة. يبيّن الشكل 10-2 أنّ الحديد يحتوي على كثير من الإلكترونات المفردة، حيث تقوم ذرات الحديد المجاورة بترتيب أقطابها المغناطيسية معاً بإتجاه واحد لجذب المغناطيس الخارجي. تم العثور على البلورات المجهرية لمركب الماجنيت في الكثير من الأنواع المختلفة من الكائنات الحية. تنتج بعض أنواع البكتيريا هياكل تحتوي على الماجنيت. و تم التعرف أيضاً إلى بعض أنواع الطيور توجد بلورات الماجنيت بكثافة في مناقيرها، حيث يعطي الماجنيت إحساساً مغناطيسياً ويعمل كبوصلة داخلية تساعد الطيور على معرفة اتجاهاتها. حتى أنه قد تم العثور أيضاً على الماجنيت 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 جداً 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 يمتلك 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 أفلال العناصر الانتقالية، فإنها تفقد من المستوى الفرعي (4s) أولاً كون طاقته أعلى.
- عندما تكون الإلكترونات (3d) أقرب إلى النواة من أفلال (4s) تكون طاقة أفلال (3d)، و (4s) متماثلة تقريباً.
- تحتوي معظم العناصر الانتقالية على إلكترونات (4s) نفسها (أي إنَّ لديها إلكترونين اثنين)؛ لذلك، فإنَّ الخصائص الكيميائية للعناصر الانتقالية متتشابهة جداً.



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

الجسيمات المتساوية إلكترونياً

هي الجسيمات التي لها نفس التوزيع الإلكتروني ونفس عدد الإلكترونات التكافؤ. يوضح الجدول 2-9 أمثلة لهذه الجسيمات. لاحظ أنَّ Ne^+ و Na^+ و Al^{3+} و O^{2-} جميعها تمتلك التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6$. ويقال إنَّ هذه الجسيمات **متساوية إلكترونياً** (أيزو إلكترونية) Isoelectronic.

للفلزات الانتقالية كثير من الإلكترونات التي يجب أن تخسرها لتصبح متساوية إلكترونياً (أيزو إلكترونية) لل الفلزات الانتقالية كثيرة من الإلكترونات التي يجب أن تخسرها لتصبح متساوية إلكترونياً (أيزو إلكترونية). الجدول 2-9 التوزيعات الإلكترونية.

يخسر عنصر الحديد (Fe) ثمانية إلكترونات ليصبح متساوياً إلكترونياً مع الغاز النبيل الأرجون (Ar). ولكن الجدول 2-9 يبيّن أنَّ الأيون Fe^{3+} والأيون Mn^{2+} هما متساويان إلكترونياً وذلك لأنَّ الأيونين لديهما التوزيع الإلكتروني نفسه $[Ar] 3d^5$. هذا يدل على أنَّ هناك توزيعات إلكترونية مستقرة ولديها طاقة منخفضة، على الرغم من أنها ليست متساوية إلكترونياً مع أحد الغازات النبيلة.

ذرة/أيون	التوزيع الإلكتروني
Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na^+	$1s^2 2s^2 2p^6$
Al^{3+}	$1s^2 2s^2 2p^6$
O^{2-}	$1s^2 2s^2 2p^6$
Fe^{2+}	$[Ar] 3d^6$
Fe^{3+}	$[Ar] 3d^5$
Mn^{2+}	$[Ar] 3d^5$

التوزيع الإلكتروني لأيونات الفلزات الانتقالية

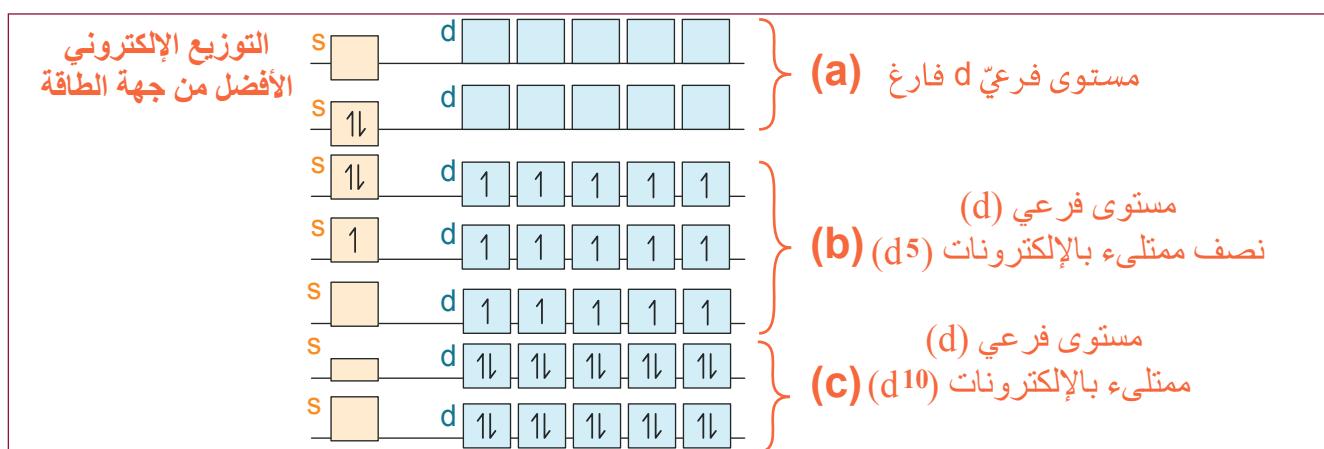
تكون الفلزات الانتقالية حالات تأكسد متعددة (أيونات مختلفة الشحنة) لأن هناك عدة حالات وسطية تخفض الطاقة، فتتكون بالتالي أيونات أو حالات تأكسد أكثر استقراراً.

هذه الحالات هي تقريباً أقل طاقة بسبب:

a. أن يكون المستوى الفرعي فارغاً كلياً.

b. أو لأن كل فلك لديه إلكترون واحد فقط (أي مستوى فرعي نصف ممتلي بال الإلكترونات)، وبالتالي يقل التنافر بين الإلكترونات.

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



- بالمقارنة مع العناصر الأخرى، تستطيع العناصر الانتقالية الوصول إلى توزيع إلكتروني أكثر استقراراً من دون أن تصبح مشابهة في تركيمها إلكتروني لغاز نبيل.
- للعناصر الانتقالية توزيعات إلكترونية متعددة لديها طاقة أقل 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 متعددة، وتكون أيونات موجبة متعددة.

يوضح الشكل 13-2 التوزيع الإلكتروني لأيونات الحديد (Fe) والمنجنيز (Mn). لكل من هذه الأيونات أحد التوزيعات الإلكترونية ذات الطاقة المنخفضة. الاختلافات في الطاقة صغيرة وتتأثر بالعناصر الأخرى في المركب وبالتركيب البلوري للمركب. وهذا يفسّر العثور على كل من (Fe²⁺) و(Fe³⁺) في الماجنيت.

	4s	3d
Fe	1l	1l 1 1 1 1
Fe ²⁺		1l 1 1 1 1
Fe ³⁺		1 1 1 1 1
Mn	1l	1 1 1 1 1
Mn ²⁺		1 1 1 1 1

الشكل 13-2 التوزيع الإلكتروني لذرات وأيونات الحديد والمنجنيز.

كتابة التوزيع الإلكتروني للأيونات

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

باستخدام موقع اليورانيوم فقط في الجدول الدوري، ما هو التوزيع الإلكتروني المتوقع لذرّة اليورانيوم؟

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

الجدول 10-2 مثال للتوزيع الإلكتروني لبعض الأيونات.

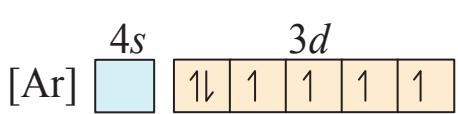
ذرة/أيون	التوزيع الإلكتروني
V^{3+}	$[\text{Ar}] 4s^0 3d^2$
Co^{2+}	$[\text{Ar}] 4s^0 3d^7$
Mn^{2+}	$[\text{Ar}] 4s^0 3d^5$
Cr^{2+}	$[\text{Ar}] 4s^0 3d^4$
Cr^{3+}	$[\text{Ar}] 4s^0 3d^3$
Cr^{4+}	$[\text{Ar}] 4s^0 3d^2$

مثال 2

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

الحل

- توقع التوزيع الإلكتروني لذرّة الكوبالت. (مبدأ أوفباو)
- أيون Co^{3+} ثلاثة إلكترونات أقل مقارنة بذرّة الكوبالت.
- احذف إلكترونين من المستوى الفرعي (s).
- احذف إلكترون الثالث من المستوى الفرعي . 3d.
- طبّق قاعدة هوند على ترميز المربع - السهم *.



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

أيونات العناصر الانتقالية كعوامل مؤكسدة ومؤخّلة

العامل المؤكسد هو مادة تنتزع الإلكترونات من مادة أخرى، وبذلك يختزل 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 أي عنصر يمكن أن يظهر حالتي تأكسد أو أكثر بخلاف الصفر. يوضح الجدول 11-2 أمثلة على أنصاف تفاعلات لذرات وأيونات عنصر المنجنيز الانتقالية تبيّن كيف تعمل كعامل مؤكسد أو عامل مختزل أو كليهما معاً.

الجدول 11-2 أنصاف تفاعلات عوامل مؤكسدة ومؤخّلة.

	أنصاف تفاعلات	عامل مؤكسد/مؤخّلة
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 كل ذرة أو أيون يمكن أن يُظهرا حالة تأكسد أقل وأعلى من حالتها الحالية.
- تعمل بعض الجسيمات كعوامل مؤكسدة عن طريق سحب أعداد مختلفة من الإلكترونات من الجسيمات التي تعمل على أكسدتها (3 و 4 في الجدول 11-2).
- يظهر نصف التفاعل (5) أن ذرة المنجنيز (Mn^0) تعامل كعامل مختزل.
- لا تشكّل العناصر الانتقالية حالات تأكسد سالبة، وبالتالي لا يمكن أن تكون ذرات العناصر الانتقالية عوامل مؤكسدة. وهذا صحيح لجميع الفلزات.

مثال 3

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

الحل

- للنحاس حالات تأكسد نموذجية هي (+1) و (+2) و صفر. لذلك، يمكن ل(Cu^+) أن يعمل كعامل مؤكسد عن طريق إكتساب إلكترون لتكوين ذرة نحاس (Cu^0)، وكمعامل مختزل بفقدان (Cu^+) إلكترون لتكوين أيون (Cu^{2+}) حالة تأكسده (+2).

تحديد العناصر الانتقالية وأيوناتها كعوامل مؤكسدة ومحترلة في تفاعلات الأكسدة والاختزال

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

- بين حالات التأكسد لجميع العناصر.
- العناصر التي ازدادت حالة تأكسدها تكون قد فقدت الإلكترونات وحدث لها عملية أكسدة، فهي عوامل محترلة.
- أمّا العناصر التي انخفضت حالة تأكسدها فقد اكتسبت الإلكترونات وحدث لها عملية إختزال، فهي عوامل مؤكسدة.

مثال 4



ما العوامل المؤكسدة والمحترلة في التفاعل الآتي؟



الحل

- عين حالات التأكسد لجميع العناصر:



- ازدادت حالة تأكسد عنصر الحديد (Fe) من (0) إلى (+2) وبالتالي (Fe⁰) هو عامل محترل.
- انخفضت حالة تأكسد المنجنيز من (+7) إلى (+2). حيث مصدر (Mn⁷⁺) هو KMnO₄ وبالتالي KMnO₄ هو عامل مؤكسد.

مفهوم للمناقشة: يستخدم المصطلحان «الكسب» و «الخسارة» عند الحديث عن نقل الإلكترونات. وقد تكون العملية أفضل بأن توصف على أنها «نزع» و «فقدان» الإلكترونات، إذ لا يفقد أي جسيم الإلكترونات ما لم يكن هناك جسيم آخر جاذبيته للإلكترونات أكبر لينتزعها.



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



مثال 5

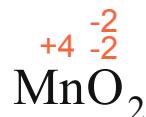


إذا عمل ثاني أكسيد المنجنيز، MnO_2 ، كعامل مؤكسد، فماذا يمكن أن تكون حالة أو حالات تأكسد المنجنيز في النواتج؟

الحل

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

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



• سيؤدي اكتساب الإلكترونات إلى انخفاض حالة تأكسد المنجنيز.

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

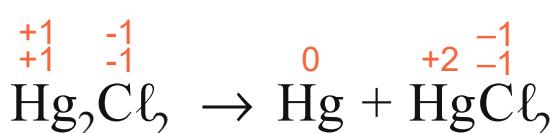
مثال 6



حدّد العامل المؤكسد والمختزل في التفاعل الآتي:



الحل



- 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.
- تم تحديد Hg_2Cl_2 كعامل مؤكسد وعامل مختزل في هذا التفاعل.

يُسمى "التفاعل"، حيث تتأكسد وتخترل المادة نفسها على حد سواء، بتفاعل عدم التناسب (أكسدة وإختزال ذاتي) **disproportionation**.





تفاعلات الحديد والفناديوم

2-2

سؤال الاستقصاء	ما ألوان أيونات الحديد والفناديوم في تفاعلاته الأكسدة والاختزال
المواد المطلوبة	كبريتات الحديد (II) المائية $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, برمجنسات البوتاسيوم KMnO_4 , ثيوسيانات البوتاسيوم KSCN , ميتافاندات الأمونيوم NH_4VO_3 , حمض الكبريتيك H_2SO_4 , خارصين، دورق mL 100، دورق مخروطي، مخار مدرج، ماصة.

الخطوات



الجزء 1: تفاعل الحديد

- أضف (25mL) من محلول كبريتات الحديد (II) إلى دورق سعة (100 mL) و (1 mL) تقريباً من محلول كبريتات الحديد (II) إلى أنبوب اختبار مُعْنَوْنَ باسم " Fe^{2+} " وسجّل لون محلول.
- سجّل لون محلول برمجنسات البوتاسيوم الحمضي وأضف قطرة في كلّ مرة إلى الدورق سعة (100 mL) المحتوي على محلول كبريتات الحديد (II). حرك الخليط بشكل دائريّ بعد إضافة كلّ قطرة.
- بعد إضافة 5 قطرات، اسحب باستخدام الماصة (1 mL) تقريباً من هذا محلول وضعه في أنبوب اختبار ثانٍ مُعْنَوْنَ « Fe^{3+} ».
- استمرّ في إضافة محلول برمجنسات البوتاسيوم الحمضي إلى الدورق سعة (100 mL) إلى أن تلاحظ تغيّراً دائرياً في اللون. سجّل لون هذا محلول.
- أضف ثلاث قطرات من محلول ثيوسيانات البوتاسيوم لكلّ من أنبوب اختبار وحرك كلّ أنبوب بشكل دائريّ. سجّل اللون في كلّ أنبوب اختبار.
- إذا أعطيت المعادلات الكيميائية لتفاعلاته، حدد العوامل المؤكسدة والمختزلة. وبناءً على ملاحظاتك، ضع اللون الذي تظهره كلّ مادة تحت صيغتها في كلّ تفاعل.

الجزء 2: تفاعل الفناديوم

- ضع (10 g) من الخارصين في دورق مخروطي سعة (250 mL).
- باستخدام الماصة، اسحب (5 mL) من محلول ميتافاندات الأمونيوم وضعه في أنبوب اختبار وسجّل لون محلول.
- أضف (150 mL) من محلول ميتافاندات الأمونيوم إلى دورق مخروطي سعة (250 mL) يحتوي على الخارصين وأبدأ بتحريك الدورق بشكل دائريّ.
- بعد كلّ تغيّر لون ملحوظ، اسحب باستخدام الماصة (5 mL) من محلول الموجود في الدورق المخروطي سعة (250 mL) وضعه في أنبوب اختبار جديد. قم بإنهاء التجربة عندما يصبح لون محلول أرجوانيّاً في أنبوب الاختبار.
- إذا أعطيت المعادلات الكيميائية لتفاعلاته التي حدثت، حدد العوامل المؤكسدة والمختزلة لكلّ تفاعل.

1. أيٌّ من مجموعات الجُسيمات الآتية متساوية إلكترونياً (أيُّزو إلكترونية)؟

Co و Cr³⁺ .c

V³⁺ و Sc .a

Zn²⁺ و Cu⁺ .d

Ni²⁺ و Fe .b

2. من أي مستوى فرعي يتم فقد أول إلكترون من ذرة عنصرٍ انتقالٍ في السلسلة الأولى لتكوين أيون موجب؟

3d .c

3s .a

4d .d

4s .b

3. أيٌّ مما يأتي هو التوزيع الإلكتروني الصحيح للأيون Zn²⁺؟

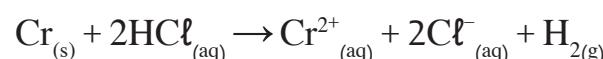
[Ar]4s⁰3d¹⁰ .c

[Ar]4s⁰3d⁸ .a

[Ar]4s²3d¹⁰ .d

[Ar]4s²3d⁸ .b

4. أيٌّ من الآتي يمثل العامل المختزل في المعادلة الكيميائية الآتية؟



Cr²⁺ .c

Cr .a

HCl .d

Cl⁻ .b

5. طبقاً للجدول 2-6، أيٌّ جسيم يمكن أن يعمل كعامل مؤكسد ومحترل في الوقت نفسه؟

Sc³⁺ .c

Ni²⁺ .a

Mn⁷⁺ .d

Cu²⁺ .b

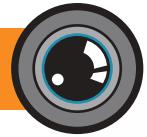
6. اشرح سبب عدم قدرة ذرات الفلزات على العمل كعوامل مؤكسدة؟

7. هل يكون الحديد عاملاً مؤكسداً أو عاملاً مختزلًا إذا تغيرت حالة تأكسده في التفاعل من صفر إلى (+2)؟ اشرح إجابتك.

8. ما الذرة التي لدى أيونها ذو الشحنة (+3) توزيع إلكتروني حسب قاعدة هوند (بترميز "المربع-السهم") باستخدام الغاز النبيل الآتي؟

4s	3d				
[Ar]		1	1	1	1

إضاءة على عالم



هانز ألبريشت بيتشي 1906-2005 Hans Albrecht Bethe

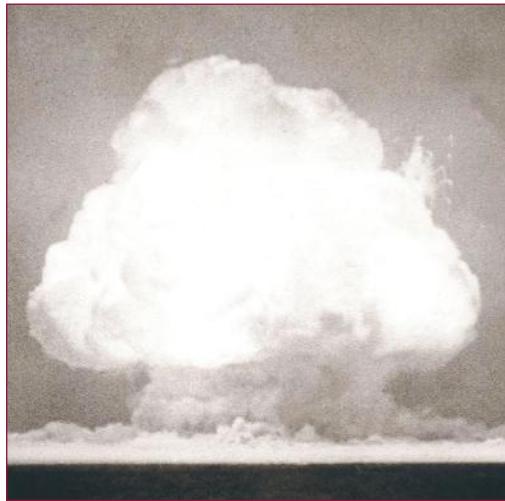


الشكل 14-2 هانز ألبريشت بيتشي.

لقب زملاء وطلاب الدكتور هانز ألبريشت بيتشي (الشكل 14-2) «بواحد من أعظم الفيزيائيين» و «الشخص الأعظم في حل المشكلات» في القرن العشرين. ولد في سترايسبروغ ، ألمانيا (الآن جزء من فرنسا)، وبتوجيه من الفيزيائي النظري الألماني الشهير ، أرنولد سمرفييلد-Arnold Sommerfeld ، حصل بيتش 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 بيتشي 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 15-2 الانفجار الذري الأول، 16 يوليو 1945.

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

الدرس 2-1 التوزيع الإلكتروني وخصائص عناصر السلسلة الانتقالية الأولى

- تقع الإلكترونات الخارجية لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى في المستويين الفرعيين (4s) و (3d).
 - يمكن كتابة التوزيع الإلكتروني لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى من موقعها في الجدول الدوري بتطبيق **قاعدة هوند Hund's rule**.
 - يحتوي الكروم والنحاس على توزيع إلكتروني مختلف عن القواعد المتبعة.
 - تظهر في الغالب بلورات ومحاليل العناصر الانتقالية لون خاص. ينتج اللون عن «انفصال» أفلاك (d) **المُسْتَحَثَّة** بواسطة جزيئات أو أيونات ترتبط بأيون العنصر المركزي، وتسمى **ليجنداً Ligands**.

الدرس 2- تكوين الأيونات المتعددة

- الجسيمات التي لها التوزيع الإلكتروني نفسه تسمى متساوية إلكترونياً (أيزوإلكترونية) Isoelectronic.
 - تشكل العناصر الانتقالية أيونات مستقرة بتوزيع إلكتروني غير متساوٍ إلكترونياً مع أي توزيع إلكتروني لأحد الغازات النبيلة.
 - يمكن أن يشكل الكثير من العناصر الانتقالية أيونات موجبة متعددة.
 - يمكن لأيون العنصر الانتقالى أن يعمل كعامل مؤكسد ومختزل إذا كان من الممكن تحقيق حالة تأكسد أصغر أو أكبر للأيون.

اختيارات من متعدد

1. ما العنصر الذي يُمثل توزيعه الإلكتروني حسب قاعدة هوند (بترميز "المربع-السهم")
باستخدام الغاز النبيل الآتي:

$4s$	$3d$		
[Ar]	1	1	1

- .a. التيتانيوم
- .b. الفناديوم
- .c. الكروم
- .d. المنجنيز

2. ما العنصر الذي له التوزيع الإلكتروني $[Ar] 4s^1 3d^5$ ؟

- .a. الحديد
- .b. النحاس
- .c. سكانديوم
- .d. الكروم

3. أيٌ من العناصر الآتية يمكن أن يتم العثور عليه في بلورات ذات لون أزرق؟

- .a. الحديد
- .b. الصوديوم
- .c. الكالسيوم
- .d. النحاس

4. ما العنصر الذي له حالات تأكسد موجبة متعددة؟

- .a. النيكل
- .b. الليثيوم
- .c. الباريوم
- .d. البوتاسيوم

5. أيٌ عنصر يشكل كلوريدات لها الصيغة العامة XCl و XCl_2 ؟

- .a. الزنك
- .b. الكوبالت
- .c. النحاس
- .d. الكروم

6. أيٌ من الأيونات متساوٍ إلكترونياً (آيزو إلكتروني) مع Mn^{3+} ؟ 

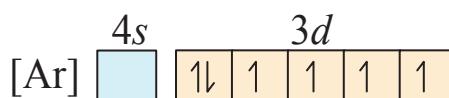
Fe^{3+} .a

Ti^{3+} .b

Cr^{2+} .c

Mn^{2+} .d

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



Ti^{4+} .a

Fe^{2+} .b

Ni^{2+} .c

Zn^{4+} .d

8. ما العامل المؤكسد في المعادلة الكيميائية التالية؟ 



FeSO_4 .a

H_2SO_4 .b

KMnO_4 .c

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.d

9. أيٌ من الآتي يمكن أن يكون عاملاً مؤكسداً أو عاملاً مختزل؟ 

Cu^0 .a

Cr^{3+} .b

Sc^{3+} .c

Zn^{2+} .d

10. ما التوزيع الإلكتروني لأيون النحاس Cu^+ ? 

[Ar]4s¹3d⁹ .a

[Ar]4s²3d⁸ .b

[Ar]4s⁰3d¹⁰ .c

[Ar]4s¹3d¹⁰ .d

11. ارسم التوزيع الإلكتروني لذرة النحاس حسب قاعدة هوند بترميز "المربع-السهم" لغاز نبيل.

12. أي عنصر له التوزيع الإلكتروني $[Ar] 4s^2 3d^1$ ؟

13. معتمداً على أفلالك المستوى الفرعي (d)، اشرح السبب الذي يمنع محلول الماء لأيونات الكالسيوم من إظهار لون مميز.

14. ما عدد الأفلالك نصف الممتلئة والتي سيتم تمثيلها من خلال التوزيع الإلكتروني لذرة الكوبالت (Co)؟

15. باستخدام الجدول 2-6، اكتب الصيغ الممكنة نظرياً لأكسيد الفناديوم جميعها.

16. أي عناصر السلسلة الانتقالية الأولى تحتوي ذراتها على إلكترون واحد غير مرتبط على الأقل في المستوى الفرعي (3d)؟ *

17. ما الاسم الذي يُطلق على الجسيمات التي ترتبط مباشرة بأيونات الفلز المركزي؟

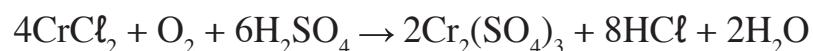
18. ما العنصر الذي يحتوي على أيون $(2+)$ المتساوي إلكترونياً (ايزو إلكتروني) مع أيون (Cu^+) ؟

19. من حيث التوزيع الإلكتروني ، اشرح سبب قدرة الكثير من عناصر السلسلة الانتقالية الأولى على تكوين أيونات متعددة؟ *

20. ارسم التوزيع الإلكتروني لأيون Mn^{4+} حسب قاعدة هوند بترميز "المربع-السهم" و بدلالة الغاز النبيل.

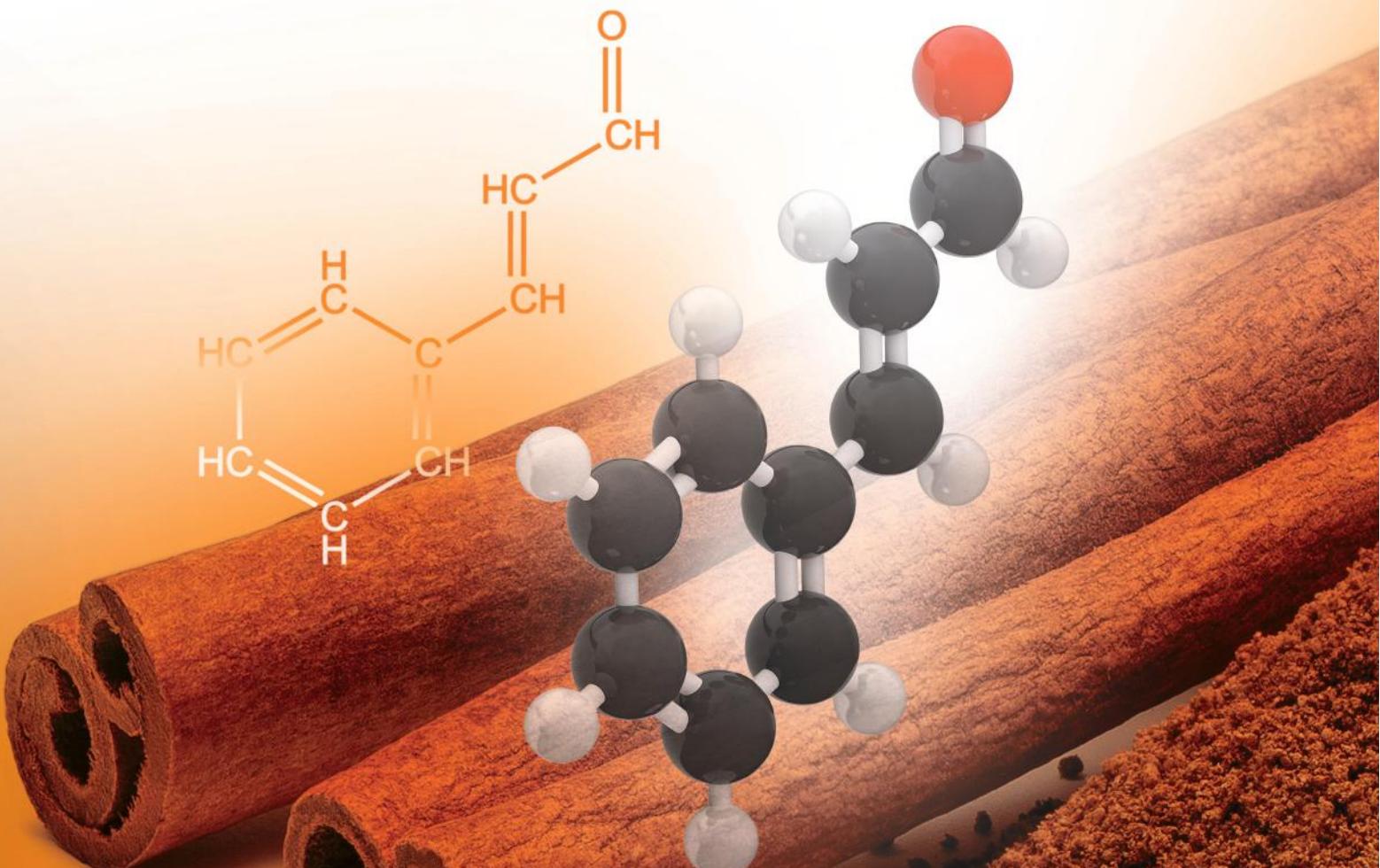
21. أي عنصر له أيون يحمل شحنة مقدارها $(+3)$ له توزيع إلكتروني $[Ar] 4s^0 3d^4$ ؟ *

22. حدد كلاً من العامل المؤكسد والعامل المخترل في المعادلة الكيميائية الآتية:



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

24. اشرح سبب قدرة (Fe^{2+}) العمل كعامل مؤكسد أو عامل مخترل.



الوحدة 3

الكيمياء العضوية

Organic Chemistry

في هذه الوحدة

C1203

C1204

الدرس 3-1: الأشكال الهندسية للجزئيات

الدرس 3-2: المركبات العضوية الأروماتية

3

الوحدة

مقدمة الوحدة

تعتمد خصائص المركبات العضوية مباشرة على الأشكال البنائية لجزيئاتها. لذلك يمكن للعلماء توقع الخصائص الجزيئية اعتماداً على فهمهم للأشكال البنائية للجزيئات وكيفية تأثيرها في السلوك الفيزيائي والكيميائي. يمكنهم أيضاً تصميم الجزيئات وتكونها وفقاً للخصائص المطلوبة. الدرس 1 يناقش نظرية التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ (VSEPR)؛ وهي نظرية خوارزمية مهمة لتوقع الهندسة الجزيئية.

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

الدرس 3 يصف الشكل البنائي والتسمية وبعض التفاعلات لثمانية أنواع من المركبات العضوية الأромاتية.

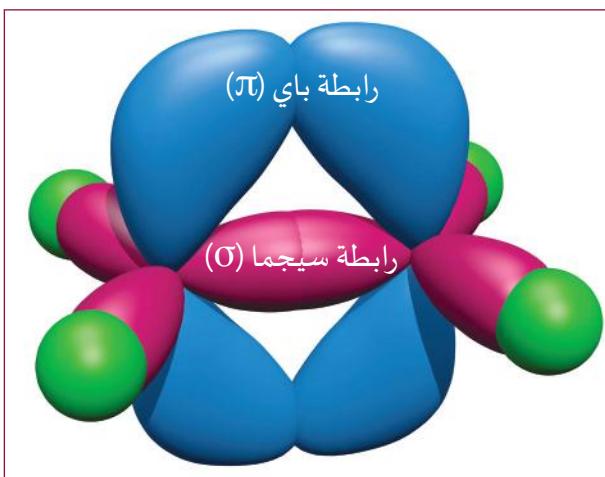
الأنشطة والتجارب

1-3 الأشكال الهندسية للجزيئات والمتشكلات

2-3 نمذجة المركبات الأромاتية

الدرس 1-3

الأشكال الهندسية للجزئيات Molecular Geometry



الشكل 1-3 تداخل الأفلالك 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 الأفلالك الذرية والأفلالك المهجّنة (المناطق التي يتحمل وجود الإلكترون فيها بنسبة 95%)، كما في (الشكل 1-3) الذي يمثّل الروابط التساهمية في مركب الإيثين (C_2H_4). حيث يمثل كلّ لون نوعاً مختلفاً من الأفلالك.

تداخل أفلالك (s) للهيدروجين (اللون الأخضر) مع أفلالك (sp^2) المهجّنة للكربون (اللون الوردي) لتكوين الروابط الأحادية من النوع سيجما (σ) بين ذرة كربون وذرة هيدروجين (C—H). أمّا التداخل بين الفلكلين (اللون الوردي) في وسط (الشكل 1-3) فيشكّل رابطة أحادية من النوع سيجما (σ) بين ذرّيّ كربون (C—C). تمثّل المناطق الزرقاء المتداخلة مشاركة الإلكترونات من أفلالك (p) غير ذرّيّ كربون (C—C). تقع نوى ذرات الهيدروجين في وسط المهجّنة لتكوين رابطة أخرى بين ذرّيّ الكربون من النوع بائي (π). تقع نوى ذرات الكربون من ذرّيّ الكربون من النوع بائي (π) في وسط المناطق الخضراء، أمّا نواة كلٍّ من ذرّيّ الكربون فتقع في مكان تقاطع المناطق الوردية والزرقاء.

المفردات



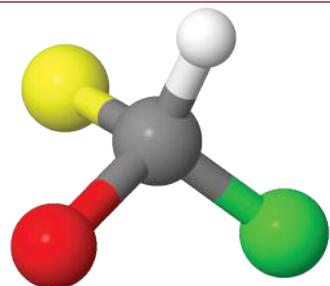
نظرية التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ (VSEPR)	Valence shell electron pair repulsion theory
Electron domain	المجال الإلكتروني
Hybrid orbitals	الأفلالك المهجّنة
Electron domain geometry	المجال الهندسي الإلكتروني
Structural isomers	المتشكلات التركيبية (البنائية)
Stereoisomers	المتشكلات الفراغية
Optical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

مخرجات التّعلم

C1203.1 يصف شكل المركبات العضوية بإستخدام تداخل الأفلالك وتنافر الأزواج الإلكترونية. ويقدر قيم زوايا الروابط.

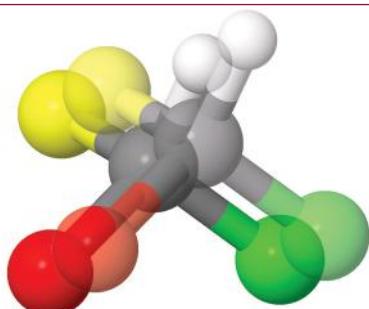
C1203.2 يصف المتشكلات البنائية، والمتشكلات الهندسية (E-Z) في الألكينات، وكيف تؤدي المراكز غير المتماثلة (المراكز الكيرالية) إلى التشاكل الضوئي.

خصائص الجزيئات وأشكالها البنائية

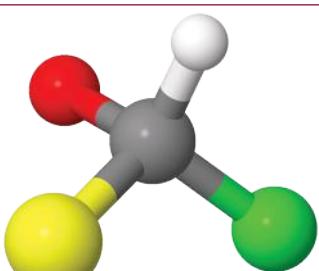


الشكل 3-3 النموذج الأول.

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



الشكل 3-3 جزيئات متطابقة.



الشكل 3-4 النموذج الثاني.

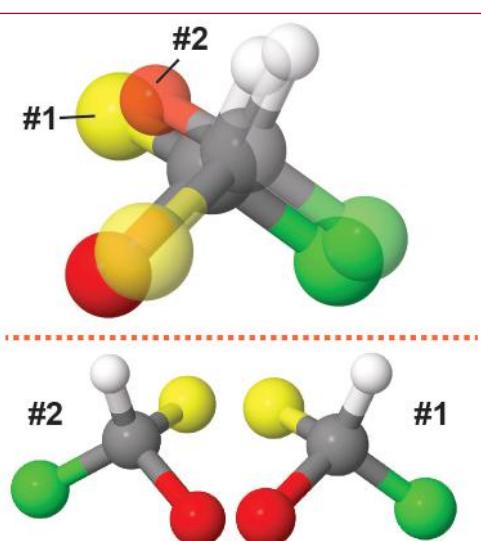
استخدم مجموعة النماذج الجزيئية لتصميم النموذج الظاهر في (الشكل 3-2). النموذج لديه خمس ذرات مختلفة. گرر العمل لتصميم نموذج جزيئي مماثل.

بعد ذلك، أمسك كلا النموذجين، بحيث تكون الذرات المتماثلة في الموقع نفسه. إذا تطابق الجزيء الأول مع الجزيء الثاني تطابقاً تاماً، كما يبيّن (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 أيِّ من الذرتَين المتصلتين بالذرة المركزية. (الشكل 3-4) يوضح أنَّ موقع الذرات الحمراء والصفراء قد تمَّ تبديله. يمكن للمرء أن يظُنَّ أن هذه الجزيئات لا تزال هي نفسها لأنَّ الروابط والعناصر متشابهة.

إذا حاولت أن تطابق بين النموذج الأول والنموذج الثاني، فستجد أن ذلك مستحيل، لأنَّ الروابط، وإنْ كانت هي نفسها، ولكنَّ الموقع الفراغي للذرات مختلف. إذا كانت الجزيئات غير متطابقة *not superimposable*، فهي جزيئات مختلفة. لذلك، يجب تسمية هذه الجزيئات بأسماء مختلفة لأنَّها قد تتفاعل بشكل مختلف.

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



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

نظريّة التناافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ (VSEPR) وال المجالات الإلكترونية

نظريّة التناافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ (VSEPR) هي نظرية مفيدة لتوقع أشكال الجزيئات وقيم زوايا الروابط باستخدام مفاهيم تداخل الأفلال وتقدير تناافر الأزواج الإلكترونية.

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

الجدول 1-3 أنواع المجالات الإلكترونية.

نوع المجال الإلكتروني	تمثيل لويس
غير مرتبط (مفرد، غير مشارك): إلكترون منفرد	X
غير مرتبط (مفرد، غير مشارك): زوج من الإلكترونات	:X
مرتبط (مشارك): الإلكترونات تكون رابطة تساهمية أحاديث من نوع سيجما (σ)	X-A
مرتبط (مشارك): الإلكترونات تكون رابطة تساهمية ثنائية، إحداها رابطة سيجما (σ) والأخرى من نوع باي (π)	X=A
مرتبط (مشارك): الإلكترونات تكون رابطة تساهمية ثلاثة، واحدة من نوع سيجما (σ) واثنتان من نوع باي (π)	X≡A

مثال 1



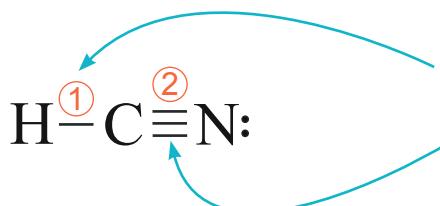
مستخدماً تركيب لويس النقطي لجزيء سيانيد الهيدروجين (HCN) hydrogen cyanide، حدد عدد المجالات الإلكترونية حول ذرّة الكربون. صنّف كلّ مجال إلكتروني بحسب النوع.

المعطى



الحل

هناك مجالان للإلكترونات حول ذرّة الكربون



• رقم 1 = مجال إلكتروني مرتبط - رابطة تساهمية أحاديث

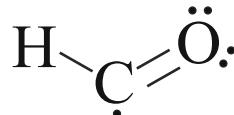
• رقم 2 = مجال إلكتروني مرتبط - رابطة تساهمية ثلاثة

مثال 2



باستخدام تركيب لويس النقطي للشق الحر أكسوميثيل (CHO) oxomethyl radical الشديد التفاعل، حدد عدد المجالات الإلكترونية حول ذرة الكربون، ثم صنف كل مجال إلكتروني بحسب النوع.

المعطى



الحل

هناك ثلاثة مجالات إلكترونية حول ذرة الكربون

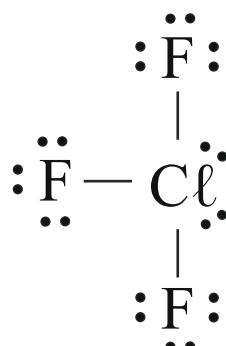
- رقم 1 = مجال إلكتروني مرتبط - رابطة تساهمية أحادية
- رقم 2 = مجال إلكتروني غير مرتبط - إلكترون مفرد
- رقم 3 = مجال إلكتروني مرتبط - رابطة تساهمية ثنائية

مثال 3



مستخدماً تركيب لويس النقطي لجزيء ثلاثي فلوريد الكلور (ClF₃)، حدد عدد المجالات الإلكترونية حول ذرة الكلور، ثم صنف كل مجال إلكتروني بحسب النوع.

المعطى



الحل

هناك خمسة مجالات إلكترونية حول ذرة الكلور

- رقم 1 = مجال إلكتروني مرتبط - رابطة تساهمية احادية
- رقم 2 = مجال إلكتروني مرتبط - رابطة تساهمية احادية
- رقم 3 = مجال إلكتروني مرتبط - رابطة تساهمية احادية
- رقم 4 = مجال إلكتروني غير مرتبط - زوج من الإلكترونات
- رقم 5 = مجال إلكتروني غير مرتبط - زوج من الإلكترونات

تهجين الأفلاك

عندما ترتبط الذرات بذرات أخرى في جزيء، تتغير أفلاك إلكترونات التكافؤ لبعض الذرات. بعض الأفلاك حول الذرة المركزية في الجزيء تهجن إلى أفلاك جديدة، تُسمى **الأفلاك المهجنة Hybrid orbitals**. تتوافق نظرية VSEPR تكوين خمسة أنواع من الأفلاك المهجنة عند تهجين مجموعة من المستويات الفرعية المختلفة (s) و (p). 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	مثلي مسطح	3
CH_4		sp ³	رباعي الأوجه	4

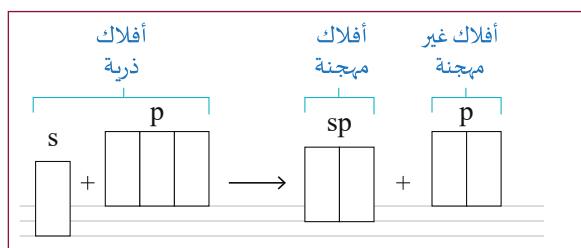
إثريائي : أنواع تهجين أخرى



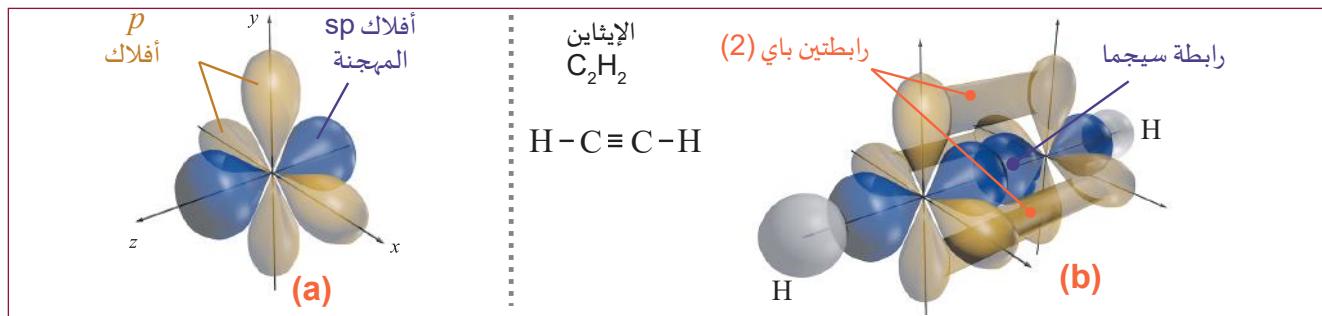
هذه الأنواع من التهجين لا تنطبق كثيراً على المركبات العضوية. ولكنها تحدث في بعض المركبات المهمة مثل فلزات الكربونيل.

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

أفلال «sp» المهجّنة



الشكل 6-3 التهجين .sp

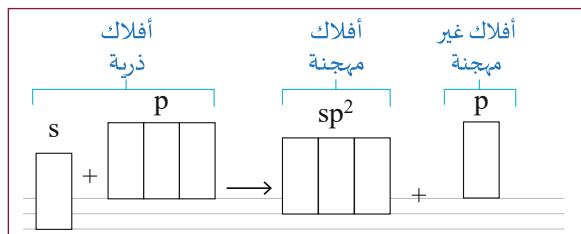


الشكل 7-3 حالة التهجين (sp) لجزيء الإيثاين ذي الشكل الهندسي الخطّي.

عندما يتداخل الفلكان المتبقيان (p) غير المهجّندين مع فلكين (p) آخرين غير مهجّندين من ذرة أخرى تتكون رابطتان من النوع باي (π) في الرابطة التساهمية الثلاثية.

يشغل الفلكان (sp) موقعين حول الذرة المركزية بزاوية 180° من أجل تقليل تنافر الإلكترونات. هذا المجال الهندسي الإلكتروني يُسمى «الشكل الهندسي الخطّي»، والمثال على ذلك جزيء الإيثاين ethyne (الشكل 7-3).

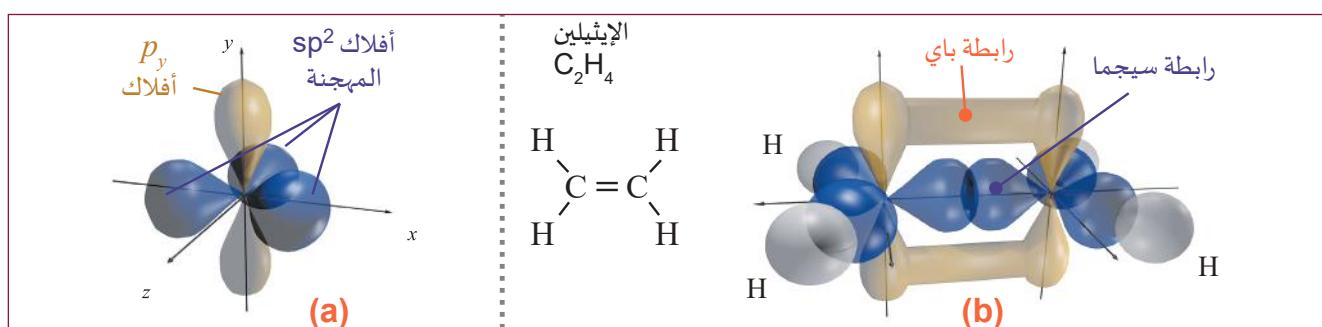
أفلال "sp²" المهجّنة



الشكل 8-3 التهجين .sp²

عندما يندمج فلك (s) مع فلكين (p) من الذرة المركزية، تتكون ثلاثة أفلال مهجّنة منفصلة، يُسمى كلّ منها أفلال (sp²) المهجّنة كما يوضح (الشكل 8-3). يمكن أن يؤدي تداخل الفلك (p) المتبقي غير المهجّن والفالك (p) غير المهجّن من ذرة أخرى إلى تكوين رابطة واحدة

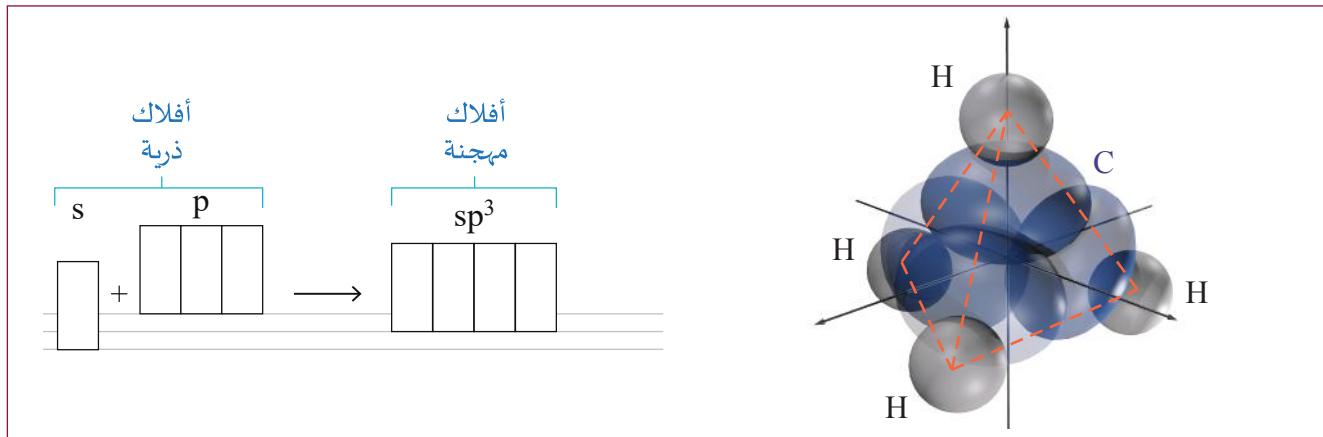
من النوع (π) في الرابطة التساهمية الثنائيّة، كما هي الحال في الألكينات. الأفلال (sp²) الثلاثة المهجّنة تبعاً بزاوية 120° حول الذرة المركزية لتنافس الإلكترونات. هذا المجال الهندسي الإلكتروني يُسمى مثلث مسطّح، والمثال على ذلك جزيء الإيثيلين (الإيثيلين) ethylene (الشكل 9-3).



الشكل 9-3 حالة التهجين (sp²) لجزيء الإيثيلين ذي الشكل الهندسي المثلث المسطّح.

أفلاك «sp³» المهجّنة

أفلاك (sp³) المهجّنة تتكون عندما تندمج أفلاك (p) الثلاثة مع الفلك (s). تتباعد أفلاك (sp³) الأربع المهجّنة بزوايا 109.5° لتكون 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 موضح في (الشكل 3-10).



الشكل 3-10 حالة التهجين sp³ في جزيء الميثان ذي شكل هندسي رباعي الأوجه.

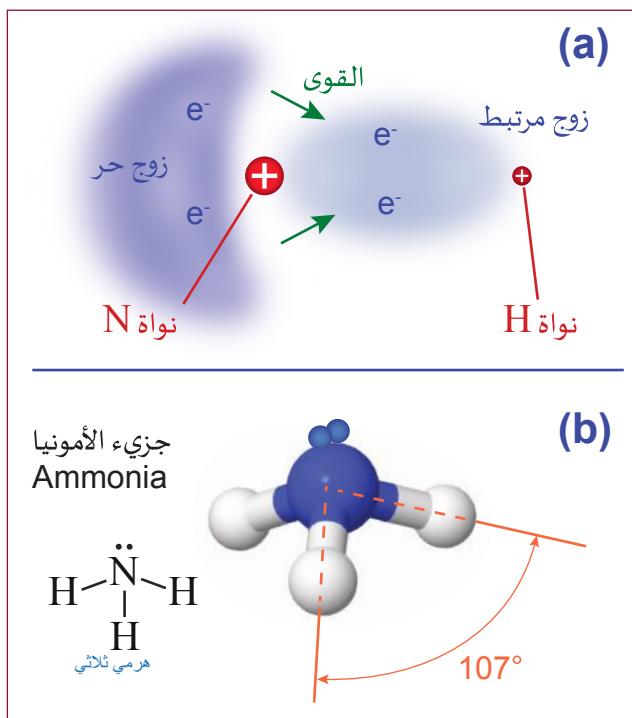
الأزواج الحرّة (غير المرتبطة)

عندما تشغل الأفلاك المهجّنة أزواجاً حرّة من الإلكترونات، تضغط زوايا الرابطة حول الفلك قليلاً، كما هي الحال في جزيء الأمونيا NH₃.

- يحتل الزوج الحرّ الوحيد مساحة أكبر من مساحة أزواج الإلكترونات المرتبطة (الشكل 3-11a).

- يضغط زوج الإلكترونات الحرّ على الأزواج المرتبطة، مما يسبب ضغط زاوية الرابطة إلى 107° بدلاً من 109.5° كما في الشكل الهندسي الهرمي الثلاثي (الشكل 3-11b).

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

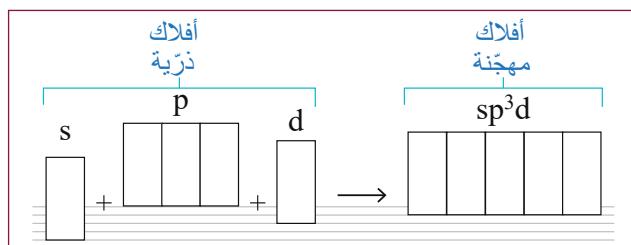


الشكل 3-11 الكثافة الإلكترونية لكل من: (a) زوج إلكتروني حرّ (b) أزواج إلكترونية مرتبطة.

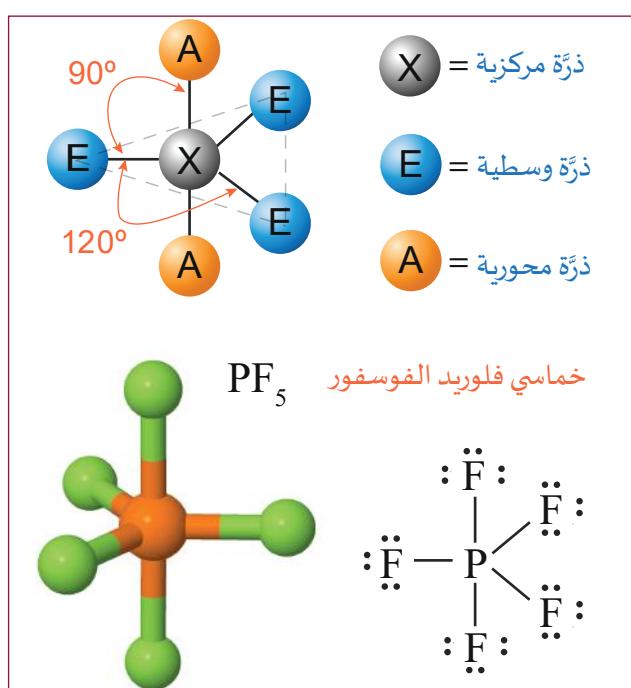
تخيل جزيء الماء الذي له شكل منحنٍ. اشرح كيف يأتي الشكل المنحنٍ من الشكل الهندسي رباعي الأوجه مستخدماً فكرة الأزواج الحرّة (غير المرتبطة).



إثرائي: أفلالك «sp³d» المهجنة



الشكل 12-3 التهيجين sp³d.



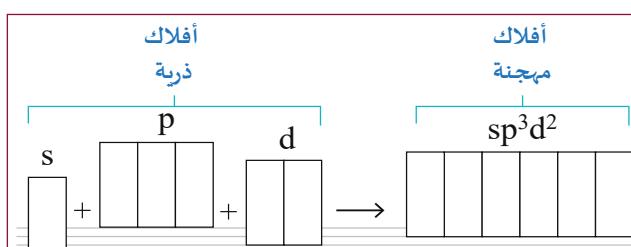
الشكل 13-3 الموضع الوسطية والمحورية في الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني هرمي مزدوج ثلاثي.

تتكون الأفلالك الخمسة «sp³d» المهجنة عندما يندمج فلك (s)، وثلاثة أفلالك (p)، وفلك واحد (d) (الشكل 12-3). أما الأفلالك (d) الذرية المتبقية فتبقى غير مهجنة.

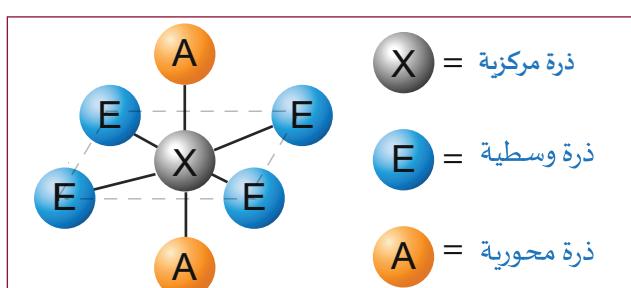
تنتشر الأفلالك المهجنة الخمسة، مما يؤدي إلى الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني الذي يسمى الشكل الهرمي المزدوج الثلاثي. في هذا الشكل الهندسي، توجد ثلاثة أفلالك مهجنة في موقع وسطي بشكل هندسي مثلث مسطّح بزوايا 120°. أما الفلakan المهجّنان المتبقيان فقد احتلّا الموضع المحوريّة بزوايا 90° من الأفلالك الوسطية كما هو موضح في (الشكل 13-3).

مثال جيد للشكل الهندسي الهرمي المزدوج الثلاثي هو جزيء خماسي فلوريد الفوسفور، PF₅. ذرة الفوسفور المركزية تترابط مع ذرات الفلور الخمس من خلال خمس روابط تساهمية أحاديد. لذلك، نجد أنَّ الشكل الذي يقلّل من تنافر الإلكترونات هو الذي يضع ذرات الفلور الخمس في الموضع الوسطية والمحورية.

إثرائي: أفلالك «sp³d²» المهجنة



الشكل 14-3 التهيجين sp³d².



الشكل 15-3 الموضع الوسطية والمحورية في الشكل الهندسي ثمانى الأوجه.

تتكون ستة أفلالك «sp³d²» المهجنة من خلال دمج فلك (s) في ثلاثة أفلالك (p) وفلكي (d) (الشكل 14-3). وتبقى الأفلالك الذرية (d) الثلاثة المتبقية غير مهجنة.

تنتشر الأفلالك المهجنة الستة لتؤدي إلى شكل هندسي للمجال الإلكتروني يسمى "ثمانى الأوجه". في هذا الشكل الهندسي، توجد أربعة أفلالك مهجنة تأخذ الموضع الوسطية في شكل مُربّع مسطّح بزاوية 90°. أما الفلakan المهجّنان الآخرين فيأخذان موضع محوريّة بزاوية 90° من المحور الوسطي للأفلالك، كما هو موضح في (الشكل 15-3).

الشكل الهندسي الجُزيئي

الشكل الهندسي الجُزيئي يمثل شكل الجزيء من خلال ملاحظة موقع الذرّات في الجزيء. تُستخدم الإلكترونيات الحرة لتوقع الأشكال الهندسية الجُزيئية، ولكنها ليست جزءاً من الشكل الهندسي المُلاحظ للجزيء.

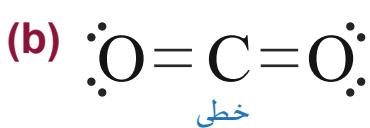
يمكن توقع الشكل الهندسي للجزيء من الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني  وليس بالضرورة أن يكونا متشابهين.

تُستخدم الخطوات الآتية للتنبؤ بالشكل الهندسي الجُزيئي للجزيء:

- حدّد الذرّة المركزية، وتكون في أغلب الأحيان الذرّة ذات السالبية الكهربائية الأقل والتي تكون أكبر عدد من الروابط.
- حدّد عدد المجالات الإلكترونيّة حول الذرّة المركزية، والذي يمكن توقعه من مخطط تمثيل لويس النقطي.
- توقع المجال الهندسي الإلكتروني حول الذرّة المركزية من عدد المجالات الإلكترونيّة. الأفلاك المهجّنة وقيم زوايا الرابطة المثالية يتم توقعها من المجال الهندسي الإلكتروني.
- توقع الشكل الهندسي الجُزيئي من المجال الهندسي الإلكتروني باستخدام عدد المجالات الإلكترونيّة المرتبطة المرتبطة وغير المرتبطة حول الذرّة المركزية. ويمكن توقع قيم الزوايا التي تم ضغطها عند توقع الشكل الهندسي للجزيء.

قواعد توقع الأشكال الهندسية الجُزيئية من المجالات الإلكترونيّة وعدد المجالات الإلكترونيّة المرتبطة وغير المرتبطة سيتم شرحها في الصفحات القليلة القادمة.

الأشكال الهندسية الجُزيئية المتوقعة من المجال الهندسي الإلكتروني الخطّي

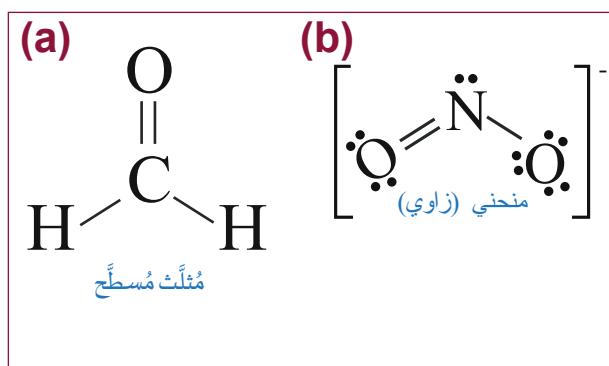


الشكل الهندسي الجُزيئي الخطّي هو الشكل الهندسي الجُزيئي الوحيد الذي يمكن توقعه من المجال الهندسي الإلكتروني الخطّي. شكل الجزيء يبقى خطّياً سواء أكان للذرّة المركزية رابطة تساهمية واحدة أحاديه أم ثنائية أم ثلاثية ومجال إلكتروني حرّ واحد (غير مرتبط) كما هو موضح في (الشكل 3(a)) أو مجالان من الإلكترونيات المرتبطة كما هو واضح في (الشكل 3(b)).

الشكل 3(a) الأشكال الهندسية الجُزيئية من المجال الهندسي الإلكتروني الخطّي.

الأشكال الهندسية المسطحة ورباعية الأوجه

الأشكال الهندسية الجزيئية المتوقعة من المجال الهندسي الإلكتروني المثلث المسطح

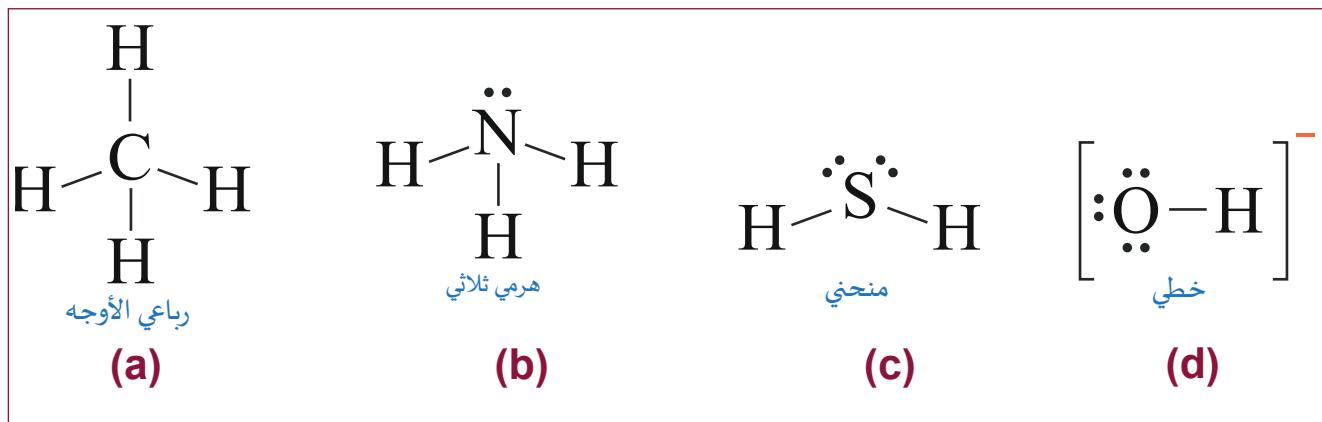


الشكل 3-17 الفورمالدهيد وأيون النتريت أمثلة عن الشكل الهندسي الإلكتروني المثلث المسطح.

شكلين هندسيين ممكن توقعهما من الشكل الهندسي ذو الثلاث مجالات إلكترونية. الشكل الأول لجزيء الفورمالدهيد (CH_2O) المبين في (الشكل 3-17a-3)، فإذا كانت المجالات الإلكترونية الثلاثة مربطة، فإن الشكل الهندسي الجزيئي هو أيضًا مثلث مسطح. أما إذا كان أحد المجالات الإلكترونية الثلاثة غير مرتبط (زوج حر)، فإن شكل الجزيء يكون منحنياً، وهو ما يعرف أيضًا بالشكل الزاوي كما في (الشكل 3-17-3b). يعتبر أيون النتريت NO_3^- أفضل مثال على ذلك، حيث يمثل زوج الإلكترونات الحر المجال الإلكتروني الثالث.

الأشكال الهندسية الجزيئية المتوقعة من المجال الهندسي الإلكتروني الرباعي الأوجه.

يتم توقع الشكل الهندسي الجزيئي رباعي الأوجه إذا كانت جميع المجالات الإلكترونية مربطة (الشكل 3-18-3a). أما إذا استبدلت بالمجالات الإلكترونية المرتبطة واحدًا تلو الآخر مجالات إلكترونية غير مربطة، فإن الشكل الهندسي الجزيئي يتحول إلى هرمي ثلاثي (الشكل 3-18-3b)، ثم إلى منحني (الشكل 3-18-3c)، وأخيرًا إلى خطّي (الشكل 3-18-3d).



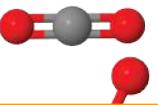
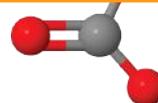
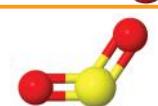
الشكل 3-18-3 الأشكال الهندسية الجزيئية من المجال الهندسي الإلكتروني رباعي الأوجه.

ملاحظة

- يتطابق الشكل الهندسي الجزيئي تماماً مع المجال الهندسي الإلكتروني عندما تكون جميع المجالات الإلكترونية مربطة.
- 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 الجزئية

الجدول 3-3 الأشكال الهندسية الجزئية وقيم زوايا الرابطة المثلالية.

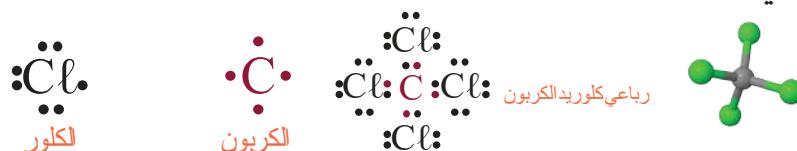
المجالات الإلكترونية المرتبطة	المجالات الإلكترونية غير المرتبطة	المجالات الإلكترونية	شكل المجال الهندسي الإلكتروني	الأشكال الهندسية الجزئية	قيمة زوايا الرابطة المثالية	قيمة زوايا الرابطة الفعلية	مثال جزيء أو أيون
2	0	2	خطي	خطي	180°	180°	CO_2 
3	0	3	مثليّت مسطّح	مثليّت مسطّح	120° ربين	120°	CO_3^{2-} 
2	1	3	مثليّت مسطّح	منحنٍ (زاوي)	120°	119°	SO_2 
4	0	4	رباعي الأوجه	رباعي الأوجه	109.5°	109.5°	CH_4 
3	1	4	رباعي الأوجه	هرمي ثلاثي	109.5°	107°	NH_3 
2	2	4	رباعي الأوجه	منحنٍ	109.5°	104.5°	H_2O 

مثال 4

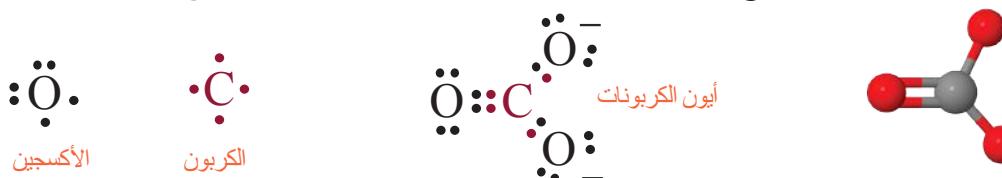
توقع نوع تهجين الأفلاك والشكل الهندسي الجزيئي للمركب رباعي كلوريد الكربون CCl_4 وأيون الكربونات (CO_3^{2-})

الحادي

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



ذرة الكربون المركزية في أيون الكربونات (CO_3^{2-}) لديها ثلاثة أزواج إلكترونات مرتبطة، أي إنَّ لذرَّة الكربون ثلاثة مجالات إلكترونية: نوع التهجين (sp^2) وشكل الجزيء مثلث مسطّح.





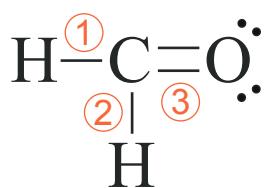
توقع نوع تهجين الأفلاك والشكل الهندسي الجزيئي لجزيء الفورمالدهيد (HCHO) formaldehyde. ارسم الجزيء بقيم زوايا تقريبية صحيحة مبيناً الإلكترونات غير المرتبطة إن وجدت.

الحل

الخطوة 1: تحديد الذرّة المركزية.

يمتلك الهيدروجين أدنى سالبية كهربائية بين الذرات الثلاث المكونة لهذا الجزيء. ولكن يستحيل أيضًا أن يكون الهيدروجين هو الذرة المركزية لأنه يشكل رابطة تساهمية أحادية واحدة فقط. وبالتالي، فإنَّ الكربون يُحدَّد على أنه الذرة المركزية.

الخطوة 2: تحديد عدد المجالات الإلكترونية حول ذرة الكربون.

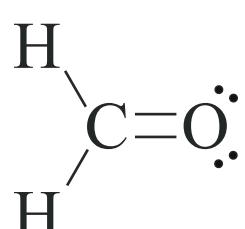


من خلال تركيب لويس النقطي للجزيء، توجد 3 مجالات الكترونية حول ذرة الكربون. يمكن توقع حالة التهجين للأفلاك من خلال عدد المجالات الإلكترونية. ولأن هناك ثلاثة مجالات إلكترونية، فإن نوع تهجين ذرة الكربون هو (sp^2) .

الخطوة 3: توقع الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني.

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

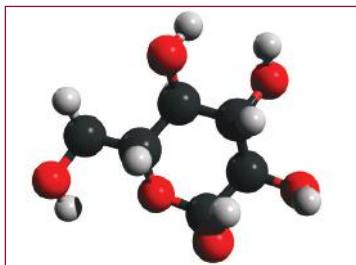
الخطوة 4: توقع الشكل الهندسي الجزيئي.



إذا كانت جميع المجالات الإلكترونية مرتبطة، فإنّ الشكل الهندسي الجزيئ هو شكل المجال الإلكتروني نفسه. وبالتالي، فإنّ شكل الجزيء المتوقع هو مثلث مسطّح. أمّا قيم الزوايا المثلالية بين الروابط في شكل المجال الإلكتروني لمثلث مسطّح فهي 120° .

الحالات الإلكترونية حول ذرة الكربون في الفورمالدهيد ليست متطابقة. لذلك، فإنَّ من المتوقع أن تكون قيم الزوايا بين الروابط قريبة من 120°. لذلك، فإنَّنا نتوقع أن تكون قيم الزوايا أقلَّ أو أكثر بقليل من 120°. توقع قيمة منطقية للزوايا ثم ابحث عن قيم زوايا الرابطة المقاسة للفورمالدهيد لتقدير توقعك.





الشكل 3-19 الشكل الحلي للجلوكوز.

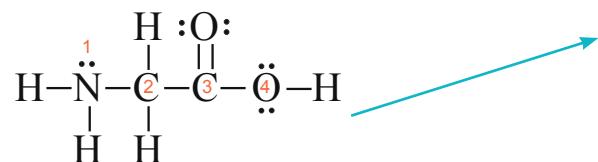
أشكال الجزيئات العضوية

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

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

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

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



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

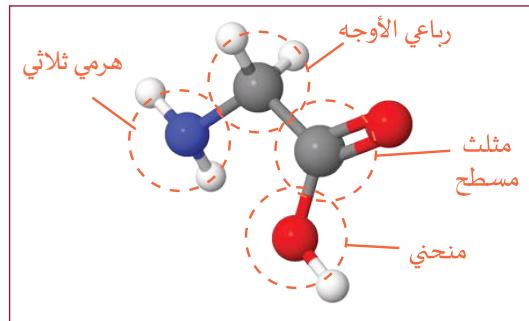
تعتبر قيم زوايا الرابطة مثالية إلى أن يثبت أنه هناك إحتمال آخر مثل في جزيء الأمونيا NH_3 حيث يضغط زوج الإلكترونات الحر على الزاوية ويفير قيمتها.

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°	رباعي الأوجه	4	(N) :1 رقم
رباعي الأوجه	0	4	109.5°	رباعي الأوجه	4	(C) :2 رقم
مثلي مسطح	0	3	120°	مثلي مسطح	3	(C) :3 رقم
منحنٍ	2	2	109.5°	رباعي الأوجه	4	(O) :4 رقم

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

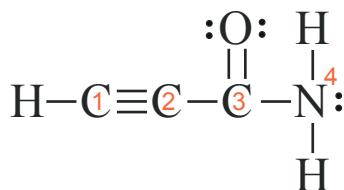
لفهم أشمل للشكل الجزيئي، يجب أن نأخذ بعين الاعتبار تأثير المجموعات الذرية المجاورة بعضها البعض. في الجزيئات المعقدة، يمكن أن يسبب التناحر الكهروستاتيكي من الذرات المجاورة غير المرتبطة تغيراً في قيم زوايا الرابطة.



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

أشكال الجزيئات العضوية - أمثلة

مثال 6

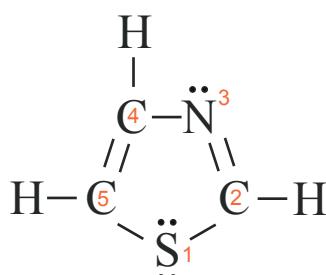


الأشكال الهندسية الجزيئية للذرات الأربع الداخلية للبروبانيم أميد (CH₃CONH₂) propynamide.

الحل التحليل والأشكال الهندسية في الجدول أدناه.

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

مثال 7



التركيب المكون لجزيء الفيتامين B1 (الثيامين thiamine) هو الثيازول thiazole. تتكون حلقة من إلكترونات غير متمركزة. أحد التراكيب الرئيسي للثيازول مبين إلى اليسار. استخدم هذا التركيب لتتوقع الشكل الهندسي الجزيئي لذرات الحلقة الداخلية الخامسة.

الحل التحليل والأشكال الهندسية في الجدول أدناه.

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



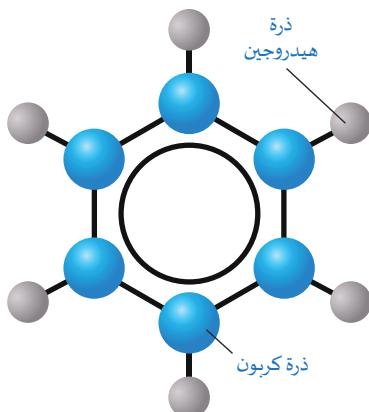
تشير القياسات التجريبية لقيمة زاوية الرابطة C-S-C إلى أنها 101.1°. وهذا أصغر بكثير من الزاوية المثالية المتوقعة 109.5°. اشرح سبب هذا الفرق الكبير.

1. ما الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني المتوقع لذرة ذات 3 مجالات إلكترونية؟
- a. خطّي ATB
 b. رباعي الأوجه ATB
 c. مثلث مسطّح ATB
 d. هرمي مزدوج ثلاثي ATB
2. ما نوع تهجين الأفلاك الذي ينتج عنه الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني المثلث المسطّح؟
- sp³ .c sp .a
 sp³d .d sp² .b

الدرس 2-3

المركبات العضوية الأромاتية 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 (π)، والتي تكون مشتركة بين ذرات الكربون الست جميعها المكونة لحلقة البنزين.



الشكل 21-3 البنزين.

المفردات



Arenes	الأرينات
Alkylarenes	الأكيل الأرينات
Benzylic position	الموقع البنزيلي
Benzylic hydrogen	الميدروجين البنزيلي
Halogenoarenes	هاليدات الأريل (الأرينات الهايوجينية)
Phenol	الفيونول
Phenyl	الفيينيل
Benzaldehyde	البنزالدهيد
Benzoic acid	حمض البنزويك
Benzoate	البنزوات

مخرجات التعلم

- C1204.1** يفسر ويستخدم طريقة تسمية، وكتابة الصيغ البنائية لفئات المركبات الأромاتية الآتية:
- الأرينات.
 - هاليدات الأريل (الأرينات الهايوجينية).
 - الفينولات.
 - الألدهيدات والكيتونات الأромاتية.
 - الأحماض الكربوكسيلية والأسترات، وكلوريدات الأسيل الأромاتية.

C1204.2 يصف كيمياء الأرينات (على سبيل المثال البنزين، وميثيل البنزين)؛ كما يتضح من تفاعلات الاستبدال (الإحلال) بالإلكتروفييلات مثل تفاعل نيترة وأكسدة السلسلة الجانبية.

C1204.3 يدرس ميكانيكية الاستبدال (الإحلال) الإلكتروفييلي في الأرينات، وتأثير عدم تمركز الإلكترونات في الأرينات في مثل هذه التفاعلات.

C1204.4 يصف كيمياء الفينول، كما يتضح من تفاعاته مع القواعد، وفلز الصوديوم وباستخدام تفاعلات الاستبدال (الإحلال) الإلكتروفييلي في الحلقة الأромاتية (العطرية).



البنزين – استخداماته التاريخية، ومركيّاته، ومخاطرها



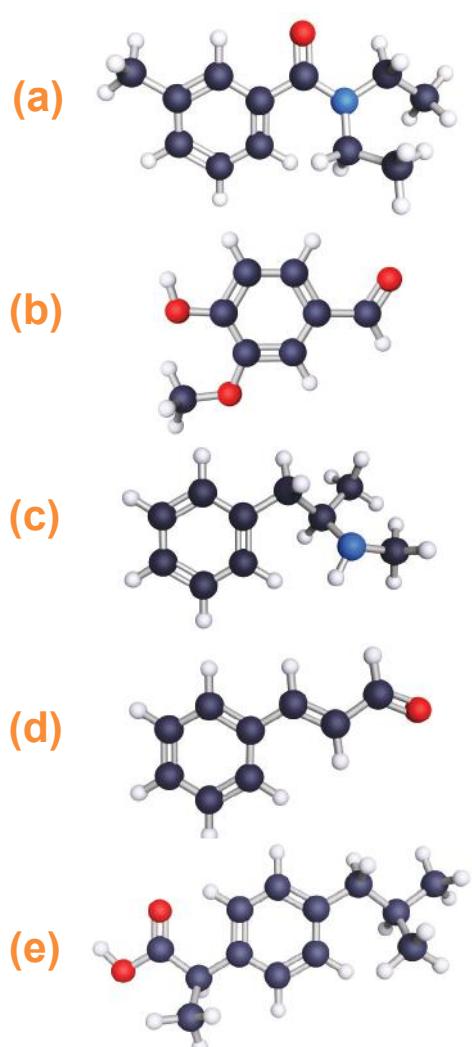
الشكل 3-22 الكثير من المحركات الموجودة في السيارات ذات الأداء العالي تتطلب وقودًا من الأوكتان ذي التصنيف العالي، مثل هذه السيارة من نوع شيفروليه كورفيت؛ والتي تم عرضها في 18 من شهر أكتوبر في العام 2018 م في معرض السيارات الذي أقيم في مدينة الدوحة، قطر.

اكتُشف البنزين لأول مرة في العام 1825 م من قبل العالم الإنجليزي المشهور مايكل فارادي. وقد أثبت في أواخر عشرينات القرن الماضي تسبّبه في مرض سرطان الدم. وقد كان للبنزين استخدامات كثيرة قبل أن يتم تحديد خصائصه المسببة للسرطان، والتي تتضمّن إعداد القهوة الخالية من الكافيين، والمادة 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 الفرقعة 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.

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

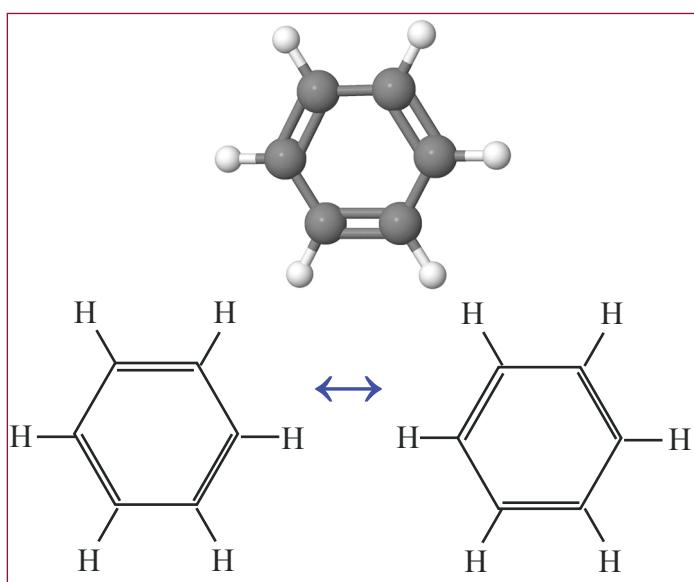
ابحث في أسماء المركبات الآتية، والتي تحتوي على حلقة البنزين، ثم صل هذه المركبات بتركيبتها (e – a) الموجود إلى اليسار.



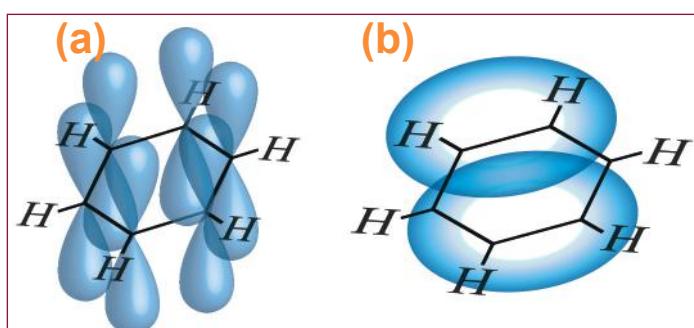
الفانيلين Vanillin: الجزيء الأساسي المسؤول عن رائحة الفانيلا ونكهتها.

- **سينمالدهيد Cinnamaldehyde:** الجزيء الأساسي المسؤول عن رائحة القرفة ونكهتها.
- **“DEET”:** طارد حشرات البعوض.
- **الآيبوبروفين «Ibuprofen»:** دواء مضاد للالتهابات ومحفّف للألم.
- **الميثامفيتامين Methamphetamine:** منشط خطير للغاية للجهاز العصبي المركزي.
- **الفانيلين Vanillin:** الجزيء الأساسي المسؤول عن رائحة الفانيلا ونكهتها.

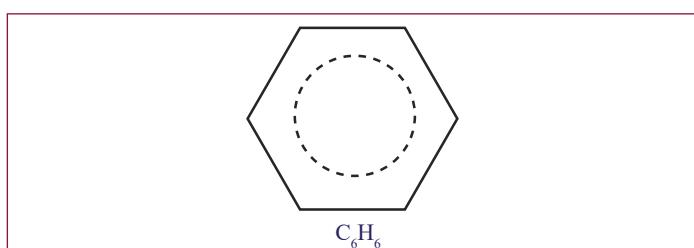
حلقة البنزين والأرينات



الشكل 23-3 تراكيب متكافئة للبنزين.



الشكل 24-3 (a) أفلالك من نوع «p»، و (b) الرنين لإلكترونات الروابط من نوع π للبنزين.



الشكل 25-3 الرمز الحديث للبنزين.

يمتلك البنزين (C_6H_6) شكلاً بنائياً في هيئة حلقة تتكون من 6 ذرات 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 بأنَّ الروابط الموجودة بين ذرات الكربون جمِيعها متطابقة، ويتم تفسير هذا بمفهوم الرنين: الإلكترونات الستة الموجودة في الروابط الثلاث من نوع باي (π) غير متمركزة بين ذرات الكربون الستة الموجودة في الحلقة. أما في الواقع، فتشترك ذرات الكربون الست في هذه الإلكترونات الستة؛ وهذا يعني أنَّ التراكيب البنائية الموجودة في (الشكل 23-3) متكافئة.

يبين (الشكل 24-3) الأفلالك غير المهجنة من نوع (p) الموجودة في البنزين، ويُبين (الشكل 24-3) الرنين لإلكترونات الروابط من نوع باي (π) والتي تكونت من الأفلالك غير المهجنة من نوع (p)، فالرنين يجعل حلقة البنزين ثابتة بشكل كبير.

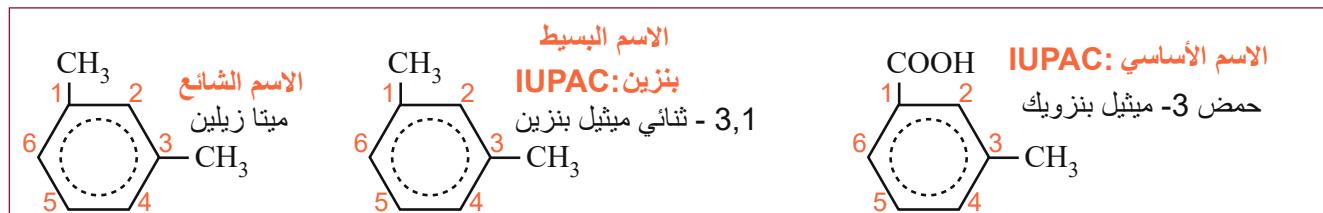
تُعد حلقة البنزين مكوًناً تركيبياً للكثير من الجزيئات العضوية، وقد أُعطيت رمزاً خاصاً، بحيث يتم تمثيل الإلكترونات الرنين الستة التي تدور في هيئة دائرة ذات خطوط متقطعة (الشكل 25-3).

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

تُسمى المركبات العضوية التي تحتوي على حلقة بنزين واحدة أو أكثر **الأرينات Arenes**. وهذه المركبات نفسها تُسمى أيضاً «المركبات الأروماتية». وتأتي كلمة «أروماتي» من الملاحظات التي تفيد بأنَّ الكثير من الأرينات لها رائحة قوية ونفاذة. بعض هذه الروائح تكون زكية وجذابة تشبه رائحة الفاكهة والأزهار، ويمتلك بعضها الآخر رائحة نفاذة مُنفِّرة، مثل: المواد المخففة للدهانات والجذازولين التي تحتوي على مذيبات أروماتية.

تسمية الأرينات البسيطة (المركبات الأروماتية)

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



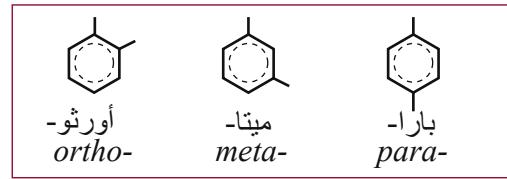
الشكل 26-3 إستراتيجيات التسمية للمركبات الأروماتية.

توجد طريقتان لتسمية المركبات الأروماتية.

التسمية حسب قواعد الأيونات (IUPAC)

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

التسمية الشائعة



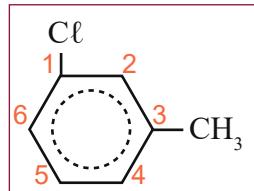
بعض المركبات أسماء قديمة شائعة مثل ميتازيلين (الشكل 26-3)، وقد تستخدم الbadئات: أورثو وميتا وبارا للدلالة على موقع المجموعات الوظيفية على حلقة البنزين (الشكل 27-3).

الشكل 27-3 بادئات الأسماء الشائعة للأرينات.

طريقة اسم البنزين البسيط

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

الخطوة 1: تحديد ذرة الكربون رقم 1: إن المجموعة الوظيفية التي تأتي أولاً والتي لديها الأولوية الأعلى تحدد 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 تحدد ذرة الكربون رقم 1.



الشكل 28-1 مثال على

طريقة اسم البنزين
البسيط الشائعة
لالأرينات.

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 «إيثليل» قبل كلمة «ميثيل». في المثال 1- كلورو-3-ميثل بنزين، يُظهر المقطع -3-ميثيل «أنَّ هناك مجموعة ميثل وظيفية واحدة تقع على ذرة الكربون رقم 3.

أولوية التسمية بحسب قواعد الأيونات IUPAC

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

a. تحدّد خاتمة الاسم للجزيء.

- b.** تحديد ذرة كربون التي ستتحمل رقم 1 عند تسمية الحلقة.

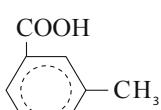
- جامعة العلوم والتكنولوجيا الأردنية - 63 -

الجدول ٥-٥ ألوبيه سميئه امراض بحسب اهلييات AHA.

النوع	المجموعة الوظيفية	الخاتمة	مثال
أحماض كربوكسيلية	-COOH	حمض "ويك-"	 حمض البنزويك Benzoic acid
إستر	-COO-R	"وات"	 بنزوات الميثيل methylbenzoate
كلوريدات الأسيل	-COCl	"ويل-"	 كلوريد البنزويك benzoyl chloride
الأدヒيد	-CHO	"ال"	 بنزالديهيد benzaldehyde
كيتون	-CO-R	"ون"	 فينيل إيثانون phenylethanone
فينول	-OH	"فينول"	 فينول phenol

دائماً ما تتم تسمية المجموعات الوظيفية الآتية ببيانات:

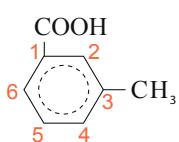
مثال 8



ما اسم المركب البدروكيني الأوماتي، الذي أدى إلى إنسان بحسب قواعد IUPAC.

الحادي

يُوجَدُ في هذا المركب مجموعتان وظيفيتان، هما الحمض الكربوكسيلي COOH ، والميثيل CH_3 . الأوليّة 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).



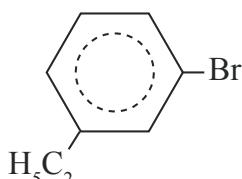
المجموعات الوظيفية الأحادية والمتعددة

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

تُستخدم البادئات «ثنائي»، و«ثلاثي»، و«رباعي» عندما يكون هناك مجموعات وظيفية متعددة من النوع نفسه، بحيث يتم تدوين أرقام موقع هذه المجموعات باستخدام أرقام يفصل بينها بفواصل، وهذه الطريقة مشابهة لعملية تسمية الألkanات والميدروكربونات الأليفاتية الأخرى بطريقة الأيوياك. تذكّر أنَّ 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 الميدروكربوني الأروماتي الآتي:

الحل

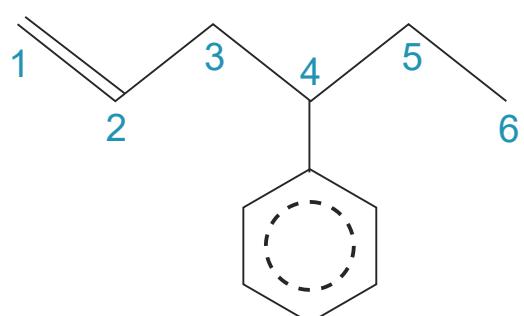
هناك نوعين من المجموعات الوظيفية المرتبطة بحلقة البنزين، وهما: مجموعة، مجموعة إيثيل، ومجموعة البروم. يتم تعين ذرة البروم على الكربون رقم 1 في حلقة البنزين وذلك بحسب قواعد الأيوياك للأولوية الأعلى. ثم الترقيم باتجاه حركة عقارب الساعة لإعطاء الرقم الأقل لمجموعة الإيثيل الأقرب إلى مجموعة البروم. بعد ذلك،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

1 - بروموما - 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 أنَّ هناك 6 ذرات كربون في سلسلة تحتوي على رابطة تساهمية ثنائية بين ذرتي الكربون رقم 1 ورقم 2.

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

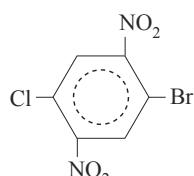
مثال 11

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

الحل

- مجموعة الكلور لها الأولوية الأعلى من مجموعة الميثيل بحسب قواعد الأيوبياك 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 الأيوبياك IUPAC؟

الحل

- ذرة البروم لها الأولوية الأعلى في الترقيم بحسب قواعد الأيوبياك IUPAC. لذا، فإن ذرة البروم تكون مرتبطة بذرة الكربون رقم 1.
- يتّم ترقيم الحلقة باتجاه عكس حركة عقارب الساعة لتعطي أقل رقم لأقرب مجموعة وظيفية.
- مجموعة الكلور تكون مرتبطة بذرة الكربون رقم 4، تلها مجموعة 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).

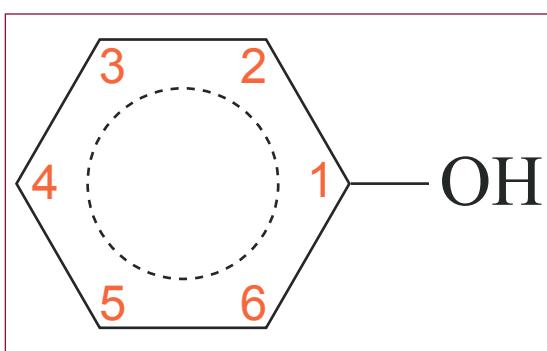
مثال 13

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

الحل

- الاسم "فينول" يخبرنا بأن هناك 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



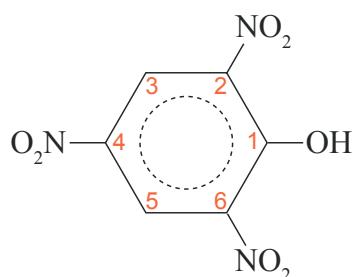
الشكل 29-3 مركب الفينول.

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 عندئذ التسمية الأولوية في قواعد أيباك IUPAC المدرجة في الجدول صفة 79.

مثال 14

رسم التركيب البنائي للمركب 2,4,6-trinitrophenol. 6,4,2-ثلاثي نيترو فينول.

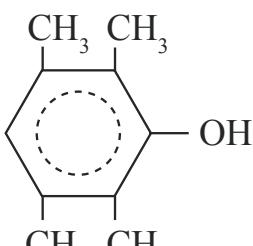
الحل



- يمكن ترقيم ذرات الكربون الست الموجودة في الحلقة بأي اتجاه بشرط تعين 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 (NO₂) الثلاث على ذرات الكربون التي تحمل الأرقام 2 و 4 و 6 على حلقة البنزين.

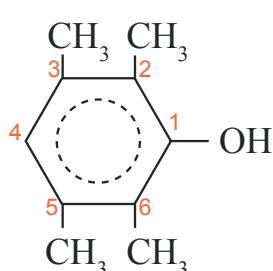
مثال 15

اذكر اسم المركب الآتي



الحل

- تَّصل 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 4 و 5 و 6.
- وبذلك يكون اسم هذا المركب: 6,5,3,2- رباعي ميثيل فينول (2,3,5,6-tetramethylphenol)



مثال 16

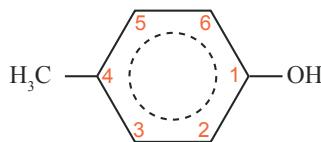


اذكر اسم المركب الآتي بوصفه أحد مشتقات الفينول.

الحل

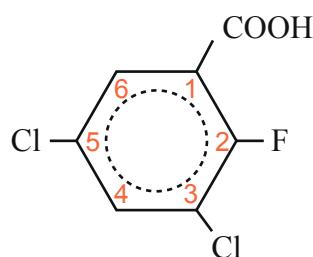
- يتم في البداية تعين مجموعة الهيدروكسيل على أنها ترتبط بذرة الكربون التي تحمل رقم 1.
- نرقم حلقة البنزين باتجاه حركة عقارب الساعة أو عكس اتجاه حركة عقارب الساعة لنعرف أن مجموعة الميثيل ترتبط بذرة الكربون التي تحمل رقم 4.
- عندما يكون اسم المركب: **4-ميثيل فينول (4-methylphenol)**

مثال 17



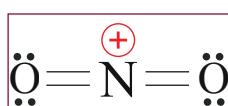
رسم التركيب البنائي للمركب حمض 5,3-ثنائي كلورو-2-فلورو بنزويك
(3,5-dichloro-2-fluoro benzoic acid)

الحل



- يخبرنا المقطع «بنزويك» بوجود مجموعة COOH مرتبطة بذرة الكربون التي تحمل رقم 1 في حلقة البنزين.
- نرقم الحلقة باتجاه حركة عقارب الساعة لتحديد موقع المجموعات الوظيفية المرتبطة بها.
- يخبرنا المقطع «3,5-ثنائي كلورو» بوجود مجموعة كلور مرتبطة بذرتى الكربون اللتين تحملان الرقمين 3 و 5.
- يخبرنا المقطع «2-فلورو» بوجود مجموعة فلور مرتبطة بذرة الكربون التي تحمل رقم 2 على حلقة البنزين.

عملية نيترة الأرينات

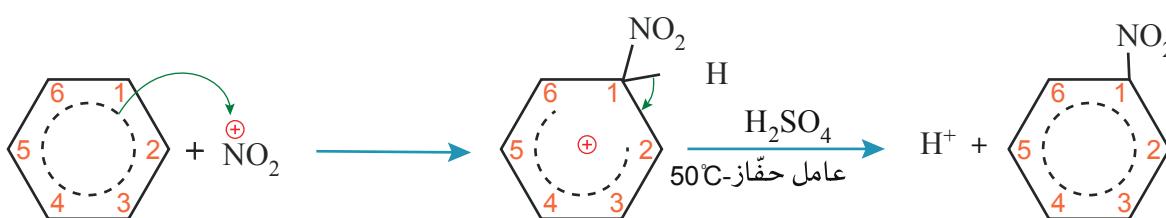


الشكل 30-3 كاتيون النيترونيوم.

إن عملية نيترة البنزين عبارة عن تفاعل استبدال (إحلال) إلكتروفييلي، وتحدث بأن تُستبدل ذرة هيدروجين والتي تغادر في هيئة H^+ بكاتيون نيترونيوم، NO_2^+ (الشكل 30-3). كما تبيّن المعادلة الكيميائية الآتية:

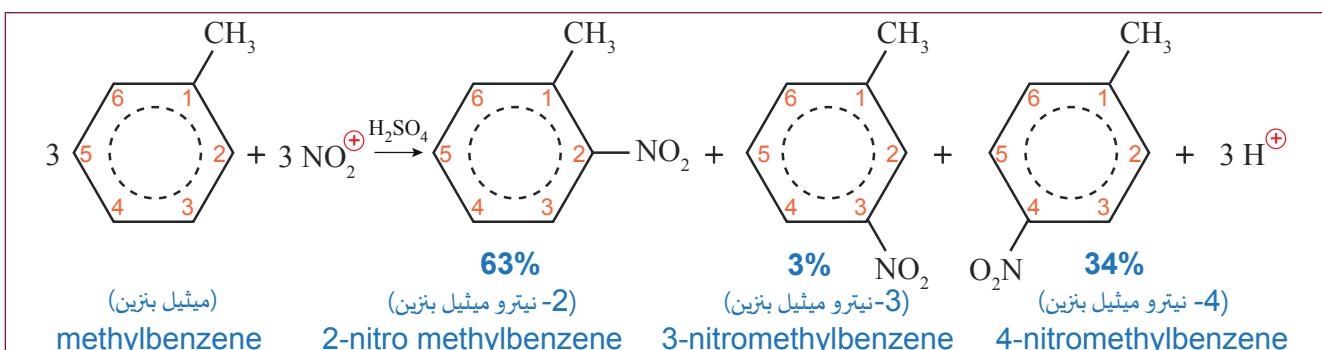


يحدث هذا التفاعل عندما يتم تسخين البنزين إلى درجة حرارة مقدارها $50^\circ C$ مع حمض النيتريكي المركّز، وبوجود حمض الكبريتنيك المركّز كعامل حفّاز. يبيّن (الشكل 31-3) ميكانيكية حدوث هذا التفاعل.

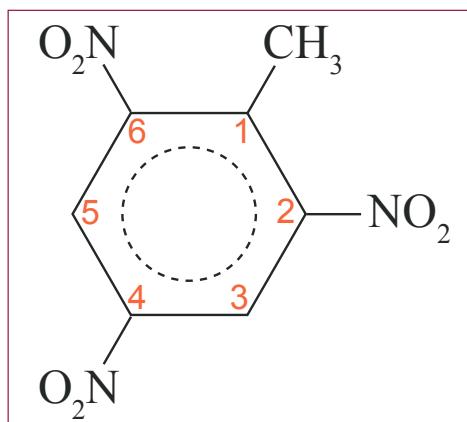


الشكل 31-3 عملية نيترة البنزين.

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



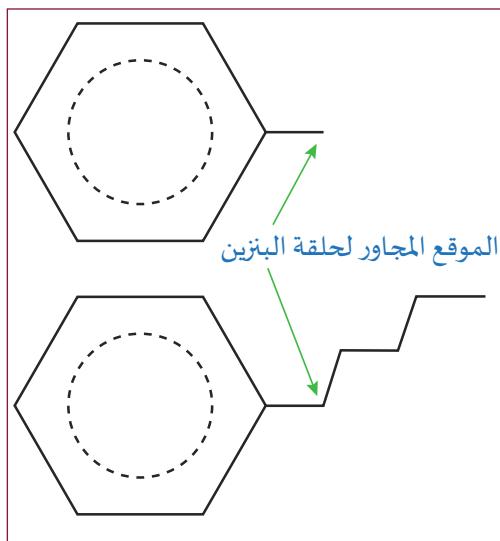
الشكل 32-3 نيترة ميثيل بنزين .methylbenzene



الشكل 33-3 مركب 2,4,6-trinitrotoluene (TNT)، وهي مادة شديدة الانفجار (الشكل 33-3).

تنتج كمية قليلة جدًا من مركب 3-نيترو ميثيل بنزين (3-nitro methylbenzene) وتتغيّر نسب مكوّنات المخلوط، وذلك عندما تتغيّر الظروف التي تحدث عنها عملية النيترة: عند درجات الحرارة المرتفعة نسبيًا، وبوجود حمض H_2SO_4 ، تُستبدل ذرات هيدروجين من حلقة البنزين بمجموعات نيترونيوم إضافية منتجةً بذلك مركب 6,4,2-ثلاثي نيترو ميثيل البنزين، وهذا المركب يُسمّى 6,4,2-ثلاثي نيترو تولوين (2,4,6-trinitrotoluene)، ويتم اختصار اسمه بالأحرف TNT، وهي مادة شديدة الانفجار (الشكل 33-3).

أكسدة ألكيلات الأرينات (مركبات ألكيلات البنزين)

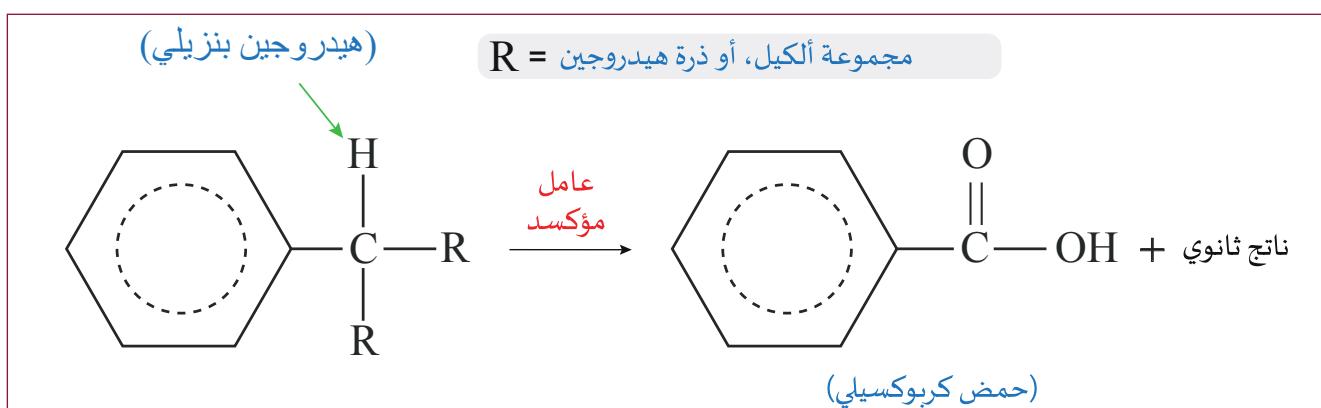


الشكل 34-3 الموقع المجاور لحلقة البنزين.

تمتلك ألكيلات الأرينات (مركبات ألكيلات البنزين) مجموعات ألكيل مرتبطة بحلقة البنزين؛ ويسى الموقع المحدد على مجموعة الألكيل والذي يكون مجاوراً بشكل مباشر لحلقة البنزين **الموقع البنزيلي** **Benzyl position** (الشكل 34-3). تُنتج عملية أكسدة ألكيلات الأرينات، باستخدام عامل مؤكسد مناسب (مثل برمجنات البوتاسيوم القاعدية $KMnO_4$ ، حمضًا كربوكسيلياً، وهذا يحدث عندما تكون ذرة الهيدروجين موجودة على الموقع المجاور لحلقة البنزين فقط؛ وتسى ذرة الهيدروجين هذه **الهيدروجين البنزيلي** **Benzyl hydrogen**.

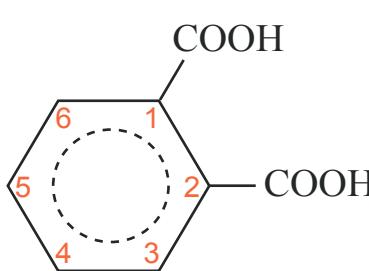
يوضح (الشكل 35-3) المعادلة العامة لعملية أكسدة مركب ألكيل الأرين إلى حمض كربوكسيلي. تتضمن بعض الخصائص المميزة لهذا التفاعل ما يأتي:

- عند عدم وجود ذرة هيدروجين بنزيلي، فلن تحدث عملية الأكسدة.
- عند وجود مجموعة ألكيل على حلقة البنزين، فسوف تتأكسد المجموعتان إلى مجموعة كربوكسيل.
- عند وجود مجموعات أخرى مرتبطة بحلقة البنزين، مثل مجموعة النيترو (NO_2^-) ، فلن تتأثر هذه المجموعات بعملية الأكسدة.



الشكل 35-3 عملية أكسدة مركب ألكيل الأرين.

مثال 18



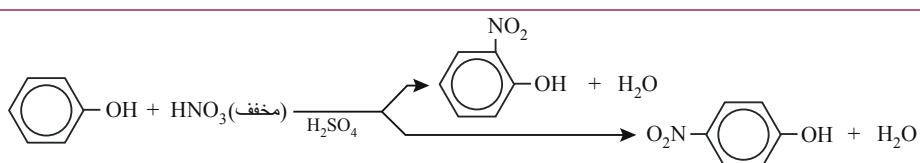
رسم التركيب البنائي للمركب العضوي الناتج عن عملية أكسدة 1-إيثيل-2-ميثيل بنزين (1-ethyl-2-methylbenzene).

الحل

توجد مجموعة ألكيل على هذا الجزيء، ستتأكسد كلتا المجموعتين إلى مجموعة كربوكسيل على المواقع 1 و 2 على حلقة البنزين.

الاستبدال (الإحلال) الإلكتروفيلي للفينول

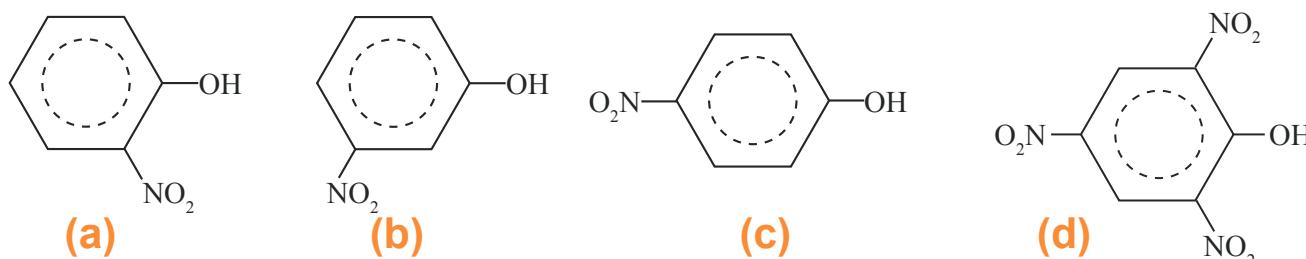
تزيد مجموعة الهيدروكسيل في مركب الفينول الكثافة الإلكترونية في حلقة البنزين، مما يزيد من قدرة الفينول عبر حلقة البنزين على تكوين تفاعلات استبدال إلكتروفيلية محددة: على سبيل المثال، يكون معدل نيترة الفينول أسرع بما يقارب 1000 مرة مما يكون عليه نيترة البنزين بمفرده، وتكون ميكانيكية الاستبدال الإلكتروفيلي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



الشكل 36-3 نيترة الفينول.

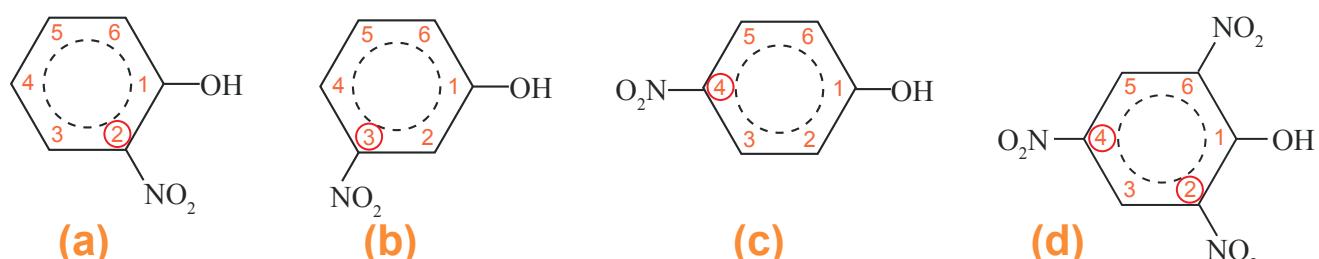
مثال 19

أي من الجزيئات الآتية هي الأقل احتمالاً لتكوين بعملية الاستبدال (الإحلال) الإلكتروفيلي للفينول باستخدام مجموعات النيترو (-NO₂)؟



الحل

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

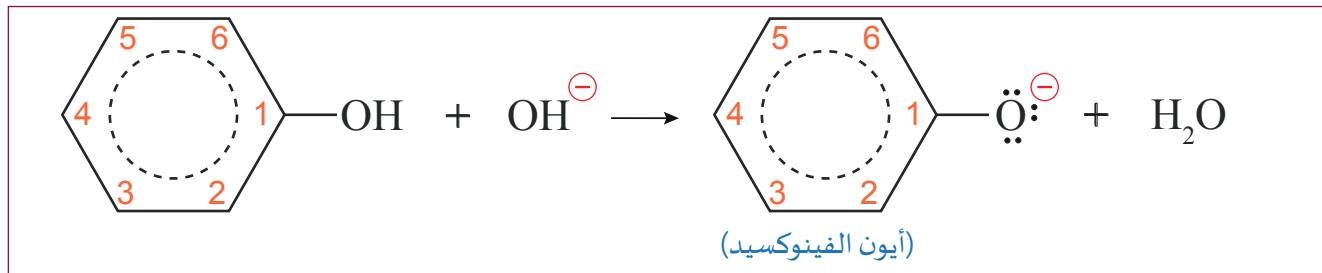


الخيارات (a) و (c): يمتلك كل منهما مجموعة نيترو مرتبطة بحلقة البنزين على الموقعين 2 و 4 على التوالي. أما الخيار (d) فيبيّن أنَّ هنالك مجموعة نيترو واحدة موجودة على ذرة الكربون رقم 4. أما مجموعة النيترو الأخرى فتكون على ذرة الكربون رقم 2. لذا، يكون الخيار (b) هو الأقل احتمالاً للتشكيل بعملية الاستبدال (الإحلال) الإلكتروفيلي 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 37-3)، بحيث يُكوّن أيون الفينوكسيد خمسة تراكيب رنين غير متكافئة (غير مبينة) والتي تعمل على استقرار الأيون.



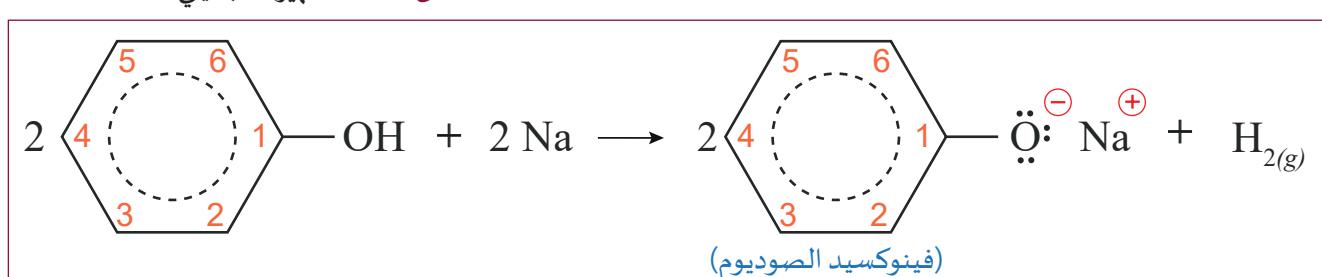
الشكل 37-3 تفاعل مركب الفينول مع الهيدروكسيد لتكوين أيون الفينوكسيد.



الشكل 38-3 التطهير التجميلي.

تفاعل الفينول مع فلز الصوديوم

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



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

مثال 20



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

الحل

مركب فينوكسيد البوتاسيوم هو عبارة عن ملح فلزي للفينولات. لذا، فإنَّ الفينولات تتفاعل مع القواعد لإنتاج أيون الفينوكسيد. وُيعدّ 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.



نَمْذَجَةُ الْمَرْكَبَاتِ الْأَرْوَمَاتِيَّةِ

2-3

كيف يمكن تمثيل المركبات الأروماتية باستخدام نماذج ثلاثة الأبعاد؟
(اعمل ضمن مجموعات ثنائية)

سؤال الاستقصاء

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

المواد المطلوبة

خطوات العمل



أكمل ورقة العمل الآتية:

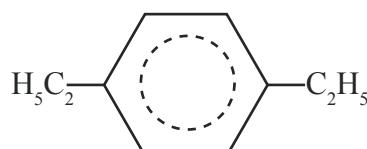
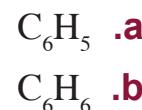
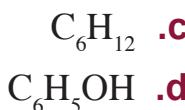
- ارسم تركيب كل جزيء أروماتي موجود في الجدول الآتي، بحيث يتضمن ذرات الهيدروجين جميعها.
- اكتب الصيغة المكثفة لكل جزيء أروماتي.
- صمم نموذجًا لكل جزيء أروماتي.
- اطلب من المعلم التحقق من صحة النموذج قبل البدء بتصميم النموذج التالي.

تحقق المعلم	الصيغة المكثفة	التركيب البنائي الكامل	الاسم	
			benzene	1
			methylbenzene	2
			1,3-diethylbenzene	3
			1,2,3,-triodobenzene	4
			3-propylphenol	5
			4-phenylbutanal	6
			5-phenyl-2-pentanone	7
			3-phenylhexanoic acid	8
			2-methylbenzoic acid	9
			benzoates الميثيل	10
			Phenyl methanoate	11
			6-phenylhexanoyl chloride	12

تحدد اختياري: صمم نماذج لهذين الجزيئين الأروماتيين:

- 2-كلورو-5-ميثيل فينيل - 4,3 - ثانوي بنزوات الإيثيل (إستر)
(2-chloro-5-methylphenyl - 3,4-diethylbenzoate)
- نفثاليين(naphthalene) (اجر بحثاً عنه)

1. ما الصيغة الكيميائية للبنزين؟ 



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؟ 

- 6 .c
8 .d
2 .a
4 .b

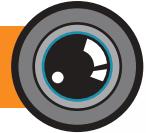
4. ما الناتج من عملية أكسدة ألكيل البنزين؟ 

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

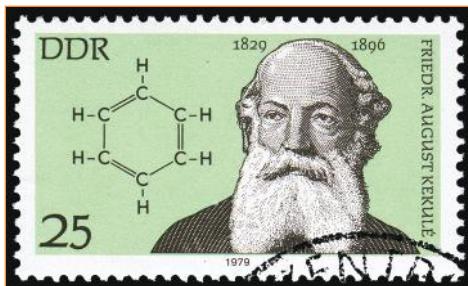
5. ارسم التركيب البنائي للمركب 3,2,1-ثلاثي برومومونيزين (1,2,3-tribromobenzene). 

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

إضاءة على عالم



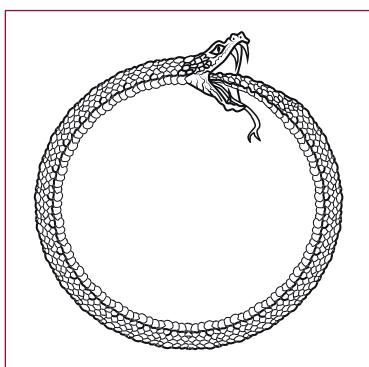
فريدريك أوغست كيكوله 1829-1896 Fridrich August Kekule



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

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

يرجع الفضل إلى العالم كيكوله في تطوير نظرية التركيب الكيميائي بين العامين 1857 م، و 1858 م، حيث استخدمت نظريته مفهوم وحدات الألفة (التقارب)، والتي تُسمى الآن "التكافؤ"؛ وذلك لوصف المواقع التي تشغّلها الذرات في داخل الجزيء: على سبيل المثال، يشغل الكربون موقعاً لوضعه بجانب أربع ذرات كربون أخرى أمّا الهيدروجين فيأخذ موقعاً إلى جانب ذرة واحدة أخرى فقط، وكان هذا كله قبل اكتشاف الإلكترون من قبل العالم جوزيف جون طومسون في العام 1897 م! ويعُدّ كيكوله العالم الأكثر شهرة من بين الذين عملوا على التركيب البنائي لمركب البنزين. وقد اكتُشف مركب البنزين في العام 1825 م من قبل العالم مايكل فارادي، حيث حيّر السلوك الكيميائي للبنزين العلماء لعدة سنوات، وذلك لعدم توافقه مع ما هو معلوم من مركبات ذات صلة به. في العام 1865 م، نشر كيكوله ورقة بحثية علمية رأى فيها أنّ البنزين كون حلقة تحتوي في داخلها على روابط أحادية وثنائية تكون فيها بشكل متناوب، في العام 1872 م عدّ نموذجه ليوضح أنّ البنزين يتّأرجح بسرعة كبيرة بين شكلين تركيبيين تتغيّر فيهما موقع الروابط الأحادية والثنائية بشكل مستمر. وقد تمّ تعديل نظريته في العام 1928 م أيضًا من قبل العالم لينيوس باولينغ، والذي أدخل مفهوم الرنين للنموذج.



الشكل 41-3 رمز قديم لشعبان يأكل ذيله: ouroboros

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

الوحدة 3

مراجعة الوحدة

الدرس 3-1: الأشكال الهندسية للجزئيات

- نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ **VSEPR theory** تصف تكوين معظم الأفالك المهجنة **Hybrid orbitals** والتي تُنشئ **الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني** الذي يستخدم لتوقع الشكل الهندسي الجزيئي.
- معظم الجزيئات لها **متشكلات بنائية Structural isomers** تمتلك ترابطًا مختلفًا، ويمكن للكثير منها تكوين **متشكلات فراغية Stereoisomers** التي تمتلك طريقة الارتباط نفسها.
- النشاط الضوئي **Optical activity** الموجود في الجزيء هو نتيجة امتلاكه **مركزًا كيراليًا** (غيرمتماشل) **Chiral center**.

الدرس 3-2: المركبات العضوية الأروماتية

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

اختيارات متعددة

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، و 4 مجالات غير مرتبطة

d. 4 مجالات مرتبطة، و 4 مجالات غير مرتبطة

2. ما عدد الأفلال المهجننة التي تتشكل عندما تتعرض ذرة لتهجين من نوع (sp^2) ؟

1. a

2. b

3. c

4. d

3. ما الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني الذي يكون مصاحباً لتهجين من نوع (sp^3) ؟

a. ثمانى الأوجه

b. رباعي الأوجه

c. مثلث مسطح

d. هرمي ثلاثي الأوجه

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

a. الكحولات

b. الألديهيدات

c. كلوريدات الأسيل

d. المركبات الأروماتية

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

c. النيتروجين

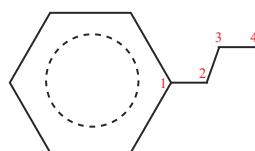
a. النيترات

d. النيترونيوم

b. النيترات

6. أيٌّ من الأرقام الآتية يحدّد الموضع المجاور لحلقة البنزين في الجزيء الآتي؟

1 .a



2 .b

3 .c

4 .d

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

C_6H_5OH .c

C_6H_6 .a

C_6H_6OH .d

C_6H_5 .b

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

2 و 1 .a

4 و 1 .b

3 و 2 .c

4 و 2 .d

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

.a. الماء

.b. غاز الهيدروجين

.c. بنزوات الصوديوم

.d. فينوكسيد الصوديوم

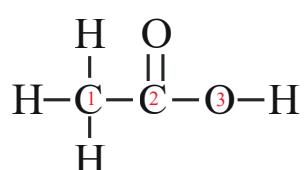
أسئلة الإجابات القصيرة

الدرس 3-1: الأشكال الهندسية الجزيئية

10. ما قيمة زاوية الرابطة المثالية التي توجد بين الأفلال المُهَجَّنة من نوع (sp^2) ؟

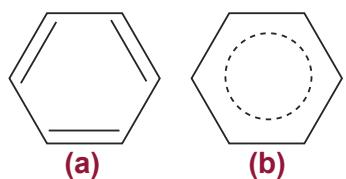
11. فَسَّرْ، من حيث مساحة الكثافة الإلكترونية، السبب في نقص قيمة الزاوية بين المجالات الإلكترونية المرتبطة عندما يكون مجال إلكتروني واحد على الأقل مشغولاً من قبل إلكترونات غير مرتبطة.

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



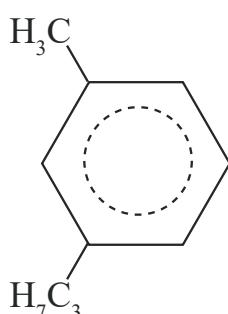
13. حَدَّدْ الشكل الهندسي الجزيئي والشكل الهندسي للمجالات الإلكترونية التي توجد حول الذرّات التي تحمل الأرقام 1 و 2 و 3 في جزيء حمض الإيثانويك (ethanoic acid) الآتي:

الدرس 3-2: المركبات العضوية الأروماتية



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

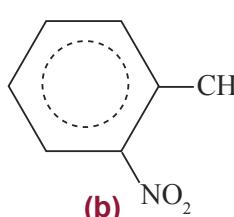
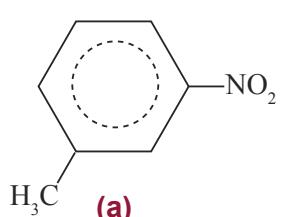
15. ارسم التركيب البنائي للمركب 5,3,1-ثلاثي ميثيل بنزين (1,3,5-trimethylbenzene).



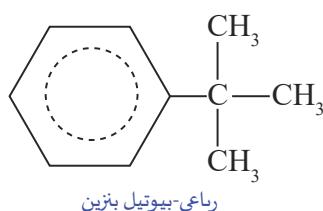
16. اذكر اسم المركب الآتي.

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

18. ارسم التركيب البنائي لمعقد سيجما (σ) المتكون؛ وذلك عندما يخضع البنزين لعملية استبدال (إحلال) إلكتروفيلي مع Cl_2 .

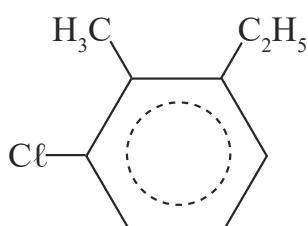


19. أيٌ من الشكلين التركيبين اللذين إلى اليسار يُعدّ الناتج الأكثر احتمالاً، والذي سينتج عن عملية نيترة ميثيل بنزين (methylbenzene)؟ وضّح إجابتك.



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

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



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

23. سِمَّ المركب الأروماتي في الشكل المجاور.

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

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

26. ما الصيغة الكيميائية لمجموعة الفينيل؟

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

28. أجرِ بحثاً عن تراكيب الرنين الخمسة لأنيون الفينوكسيد، وارسم التراكيب البنائية لها، ثم بين السبب الذي يؤكد أنَّ هذه التراكيب البنائية جميعها غير متكافئة.

الجدول الدوري الحديث للعناصر

أرقام المجموعات

18
VIIIA

6
C

اسم العنصر

12.011

1
IA

2
IIA

الكتلة الذرية

— العدد الذري —

5	B	6	C	7	N	8	O	9	F	10	Ne
10	Boron	12	Carbon	14	Nitrogen	15	Oxygen	16	Fluorine	18	Neon
13	Al	14	Si	15	P	16	S	17	Cl	18	Ar
26	Aluminum	28	Silicon	30	Phosphorus	32	Sulfur	34	Chlorine	36	Argon
31	26.9815395	28.085	30.97701998	32.026	32.085	33.97701998	34.97701998	35.97701998	35.45	39.946	39.946

13 14 15 16 17 18
III A IVA VA VIA VIIA

13 14 15 16 17 18
III B IVB VB VIB VIIIB

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
Potassium	39.0983	40	Calcium	40.078	Scandium	41	Titanium	42	Vanadium	43	Chromium	44	Manganese	45	Iron	46	Cobalt	47	Nickel	48	Copper	49	Zinc	50	Gallium	51	Germanium	52	Antimony	53	Selenium	54	Bromine	55	Krypton
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
Rubidium	85.0678	87	Srontium	88.90584	Yttrium	91.224	Zirconium	92.00537	Niobium	93.955	Molybdenum	94	Technetium	95	Ruthenium	96	Rhodium	97	Palladium	98	Silver	99	Cadmium	100	Indium	101	Tin	102	Antimony	103	Tellurium	104	Iodine	105	Xenon
55	Cs	56	Ba	* 57 - 71	Hf	72	Ta	73	W	74	Re	75	Os	76	Ir	77	Pt	78	Ag	79	Hg	80	Tl	81	Pb	82	Bi	83	Po	84	At	85	Rn	86	
Cesium	132.90545196	137.327	Barium	* Lanthanoids	Hafnium	178.49	Tantalum	180.034788	Tungsten	183.84	Rhenium	186.207	Osmium	192.217	Iridium	195.984	Platinum	196.986569	Gold	196.986569	Mercury	196.986569	Thallium	204.38	Lead	202.2	Bismuth	206.98040	Polonium	209.0	Astatine	210.0	Radon	222.0	
87	Fr	88	Ra	* 89 - 103	Rf	104	Db	105	Sg	106	Bh	107	Hs	108	Mt	109	Ds	110	Rg	111	Cn	112	Nh	113	Fl	114	Mc	115	Lv	116	Ts	117	Og	118	
Francium	223.0	Radium	(226)	* Actinoids	Rutherfordium	268	Dubnium	(268)	Seaborgium	(268)	Bohrium	(270)	Hassium	(270)	Metathrium	(270)	Darmstadtium	(281)	Roentgenium	(282)	Copernicium	(285)	Nihonium	(286)	Flerovium	(289)	Moscovium	(289)	Livermorium	(293)	Fergusonine	(294)	Oganesson	(294)	

57	La	58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu		
Lanthanum	135.90547	Cerium	140.076	Praseodymium	140.90786	Neodymium	144.242	Promethium	(145)	Samarium	150.36	Europium	151.964	Gadolinium	152.25	Dysprosium	156.93033	Holmium	164.93033	Erbium	167.239	Thulium	168.9342	Ytterbium	173.045	Lutetium	174.96068				
89	Ac	90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr	104	
Actinium	(227)	Thorium	232.0377	Protactinium	231.03588	Uranium	238.02891	Nepthunium	(237)	Plutonium	(244)	Americium	(243)	Curium	(247)	Berkelium	(251)	Californium	(255)	Einsteinium	(252)	Fermium	(257)	Mendelevium	(258)	Nobelium	(259)	Lawrencium	(266)		

فلزات قلوية



فلزات قلوية أرضية



فلزات



لا فلزات



هالوجينات



غازات نبيلة



الشكر والتقدير

جميع الرسوم الفنية الواردة في هذا العمل صمّمتها 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 أئمّهم ممتنون لهم لموافقتهم 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; hlphoto/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, Vasyi 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; Jeroen Mikers/ 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.sooannahoom /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 Alexander /shutterstock; Zoom Team /shutterstock; Turkey Photo /shutterstock; Dexpixel /shutterstock; Dennis O'Hara /shutterstock; Tetyana Dotsenko /shutterstock; Vadim Nefedoff /shutterstock; Designua /shutterstock; Sabelskaya /shutterstock; Rich Carey /shutterstock; Bill McKelvie/shutterstock; Andrey 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; Dafinchii/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 Matsiievskyi/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.; Leysani/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;