ما العلاقة بين العملات المعدنية وتاريخ المملكة العربية السعودية؟

عبر العصور تم استخدام المعادن كنقود، فاستخدمت معادن كالنحاس والبرونز في تصنيع العملات المعدنية؛ وكانت سريعة التشوه في الاستخدام اليومي، ولكن عن طريق خلط المواد الكيميائية المختلفة اكتسبت هذه المعادن صلابة أكبر للوقاية من التشوه.

ولقد شهد عام ١٣٤٦هـ العديد من التطورات النقدية في تاريخ المملكة العربية السعودية، حيث ألغى الملك عبدالعزيز آل سعود -يرحمه الله- جميع النقود المتداولة كالعثمانية والهاشمية والروبية الهندية وغيرها. في سبيل بلورة هوية المملكة العربية السعودية من خلال نقودها لأنها رمز لسيادتها، واستبدالها بنقود وطنية جرى سكها من معدن (الكوبر نيكل).

ثم خلال العام نفسه تم طرح أول ريال عربي سعودي خالص وجرى سكه من معدن الفضة، وفي عام ١٣٥٤هـ (١٩٣٥م) تم تطويره ليكون أول نقد سعودي يحمل اسم المملكة العربية السعودية. كما تم تحسين صفاته الكيميائية إذ تميز بارتفاع درجة نقاوته التي بلغت (٩١٦ر٠).

وتسهيلا للحجاج الذين يلاقون مشقة من حملهم للريالات الفضية الثقيلة، أصدرت مؤسسة النقد العربي السعودي إيصالات الحجاج من فئة العشرة ريالات، تلا ذلك إصدار فئتين جديدتين وهما، فئة الخمسة ريالات، وفئة الريال الواحد.

مشاريع الوحدة

ارجع إلى الموقع الإلكتروني أو أي مواقع أخرى للبحث عن فكرة أو موضوع مشروع يمكن أن تنفذه أنت.

من المشاريع المقترحة:

- المهن: اكتب بحثًا حول مهنة المهندس الكيميائي، والمهام التي يقوم بها، وأهمية مهنته في الحياة العملية.
- التقنية: استقص المواد الكيميائية التي تدخل في وجبة إفطارك، وصمّم رسمًا بيانيًا دائريًا توضّح فيه نسبة كل مادة كيميائية في الطعام الذي تتناوله.
- النماذج: اعرض على الطلاب تفاعلاً كيميائيًا بسيطًا وشائعًا، ثم اجمع ما كتبه الطلاب من تفاعلات كيميائية بسيطة ليتشاركوا فيها.

البحث عبر الشبكة الإلكترونية: كيمياء العملات: استكشف المواد الكيميائية "للماء الملكي" المستخدم لإذابة العملات المعدنية.

الفصل ٥

البناء الذري والروابط الكيميائية

الفكرة العامة

تتوقف كيفية ارتباط الذرات بعضها ببعض على تركيبها الذري.

الدرس الأول

اتحاد الذرات

الفكرة الرئيسة تصبح الذرات أكثر استقرارًا عند اتحادها.

الدرس الثاني

ارتباط العناصر

الفكرة الرئيسة ترتبط ذرات العناصر بعضها مع بعض بانتقال الإلكترونات بينها أو بالمشاركة فيها.

عائلة العناصر النبيلة

تنتمي الغازات التي تستخدم في مناطيد المراقبة ومصابيح الإنارة المختلفة ولوحات الإعلانات إلى عائلة واحدة. ستتعرّف في هذا الفصل الصفات التي تميّز عائلات العناصر، كما ستتعلم كيف تكوّن الذرات الروابط الكيميائية فيما بينها؛ بفقد إلكترونات، أو اكتسابها، أو التشارك فيها.

دفتر العلوم اكتب جملة تقارن فيها بين الصمغ الذي يستخدم لتثبيت الأشياء في المنازل والروابط الكيميائية.

نشاطات تمهيدية

تجربة استهلالية

بناء نموذج لطاقة الإلكترونات

إذا نظرت حولك في المنزل وفي غرفتك، ستجد أشياء عدة، بعضها مصنوع من القماش، وبعضها الآخر من الخشب، وكثير منها مصنوع من البلاستيك. إنّ عدد العناصر التي توجد في الطبيعة لا يتجاوز المئة، وتتحد معًا لتكوين الموادّ المختلفة التي تشاهدها، فما الذي يجعل هذه العناصر تكوّن روابط كيميائية فيما بينها؟

١. التقط مشبك ورق بواسطة مغناطيس، ثم التقط مشبكًا آخر بالمشبك الأول.

٢. استمرّ في التقاط مشابك الورق بالطريقة نفسها حتى لا ينجذب أيّ مشبك جديد.

٣. افصل المشابك واحدًا تلو الآخر بلطف.

٤. **التفكير الناقد:** اكتب في دفتر العلوم أيّ المشابك كان فصله أسهل، وأيّها كان أصعب، وهل كان المشبك الأسهل فصله هو الأقرب أم الأبعد عن المغناطيس؟

المشبك الأبعد عن المغناطيس هو الأسهل فصله

المطويات منظمات الأفكار

الروابط الكيميائية اعمل المطوية التالية لتساعدك على تصنيف المعلومات من خلال رسم مخططات توضيحية للأفكار المتعلقة بالروابط الكيميائية.

الخطوة ١ اطوِ الورقة الرأسية من منتصفها كما في الشكل.

الخطوة ٢ اطوِ المطوية من منتصفها مرة أخرى من جانب إلى جانب آخر، على أن تبقى الحافة المغلقة من أعلى.

الخطوة ٣ أعد فتح طية الورقة الأخيرة وقُصّ الطبقة العلوية منها ليصبح لديك شريطان.

الخطوة ٤ أدر الورقة رأسيًا، ثمّ عنون الشريطين كما هو مبين في الشكل.

تلخيص: في أثناء قراءتك للفصل حدّد الأفكار الرئيسة المتعلقة بمفهوم الروابط الكيميائية، واكتبها تحت العنوان المناسب لها. وبعد قراءتك للفصل وضّح الفرق بين الروابط التساهمية القطبية والتساهمية غير القطبية، واكتب ذلك في الجزء الداخلي من مطويتك.

أتهيأ للقراءة

طرح الأسئلة

١ **أتعلّم** يساعدك طرح الأسئلة على فهم ما تقرأ. ولا بد أن تفكّر في أثناء قراءتك في الأسئلة التي ترد الحصول على إجابات لها، قد تجد أحيانًا إجابات بعضها في فقرة مختلفة عن التي تقرؤها، أو في فصل آخر. وعليك أن تتعلم طرح أسئلة مناسبة مثل: مَن..؟ وماذا..؟ ومتى..؟ وأين..؟ ولماذا..؟ وكيف..؟

٢ **أتدرّب** اقرأ هذه الفقرة التي أخذت من الدرس الثاني في هذا الفصل.

> بدأ الكيميائيون في العصور الوسطى محاولات جادة لاكتشاف علم الكيمياء. وعلى الرغم من إيمان الكثيرين منهم بالسحر وتحويل المواد (مثل تحويل الرصاص إلى الذهب)، إلا أنهم تعلموا الكثير عن خصائص العناصر، واستخدموا الرموز للتعبير عنها في التفاعلات. صفحة ١٦٥.

وهذه بعض الأسئلة التي قد تطرحها حول الفقرة أعلاه:

- من الكيميائيون القدامى؟
- ما إسهاماتهم في الكيمياء؟
- ما الرموز التي استخدموها في تمثيل العناصر؟
- هل تختلف تلك الرموز عن الرموز الكيميائية الحديثة؟

٣ **أطبّق** ابحث في أثناء قراءتك هذا الفصل عن إجابات للعناوين التي جاءت في صورة أسئلة.

دروسي

إرشـــاد

اختبر نفسك، اطرح أسئلة، ثم اقرأ لتجد إجابات عن أسئلتك.

توجيه القراءة وتركيزها

ركز على الأفكار الرئيسة عند قراءتك الفصل باتباعك ما يأتي:

١ **قبل قراءة الفصل** أجب عن العبارات الواردة في ورقة العمل أدناه.

- اكتب (م) إذا كنت موافقًا على العبارة.
- اكتب (غ) إذا كنت غير موافق على العبارة.

٢ **بعد قراءة الفصل** ارجع إلى هذه الصفحة لترى إن كنت قد غيّرت رأيك حول أي من هذه العبارات.

- إذا غيرت إحدى الإجابات فبيّن السبب.
- صحّح العبارات غير الصحيحة.
- استرشد بالعبارات الصحيحة في أثناء دراستك.

قبل القراءة م أو غ	العبارة	بعد القراءة م أو غ
	١. جميع الموادّ حتى الصلبة منها ـ مثل الخشب والحديد ـ فيها فراغات.	
	٢. يستطيع العلماء تحديد موقع الإلكترون في الذرة بصورة دقيقة.	
	٣. تدور الإلكترونات حول النواة، كما تدور الكواكب حول الشمس.	
	٤. عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة هو العدد الذري للذرة نفسها.	
	٥. تتفاعل الغازات النبيلة بسهولة مع العناصر الأخرى.	
	٦. العناصر جميعها تفقد أو تكتسب أعدادًا متساويةً من الإلكترونات عندما ترتبط مع عناصر أخرى.	
	٧. تتحرّك إلكترونات الفلزات بحريّة خلال أيونات الفلز.	
	٨. تتحد بعض ذرات العناصر من خلال التشارك بالإلكترونات.	
	٩. يحتوي جزيء الماء على طرفين متعاكسين تمامًا، كما في قطبي المغناطيس.	

دروسي

رابط الدرس الرقمي
www.len.edu.sa

اتحاد الذرات

في هذا الدرس

الأهداف

- **تحدّد** كيف تترتب الإلكترونات داخل الذرة.
- **تقارن** بين أعداد الإلكترونات التي تستوعبها مستويات الطاقة في الذرة.
- **تربط** بين ترتيب الإلكترونات في ذرة العنصر وموقعها في الجدول الدوري.

الأهمية

تحدث التفاعلات الكيميائية في كل مكان من حولنا.

مراجعة المفردات

الذرة هي أصغر جزء من العنصر يحتفظ بخصائصه.

المفردات الجديدة

- مستوى الطاقة
- التمثيل النقطي للإلكترونات
- الرابطة الكيميائية

البناء الذري

إذا نظرت إلى مقعدك الذي تجلس عليه فسوف تجده صلبًا. وقد تندهش عندما تعلم أنّ المواد جميعها وحتى الصلبة منها ـ كالخشب والحديد ـ تحتوي غالبًا على فراغات. فكيف يكون ذلك؟ على الرغم من وجود فراغات صغيرة أو معدومة بين الذرات، إلاّ أن هناك فراغات كبيرة داخل الذرة نفسها.

يوجد في مركز كل ذرة نواة تحتوي على البروتونات والنيوترونات. وتُمثّل هذه النواة معظم كتلة الذرة. أمّا بقية الذرة فهو فراغ يحوي إلكترونات ذات كتلة صغيرة جدًّا مقارنة بالنواة. وعلى الرغم من أنّه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون بدقة إلاّ أنّ الإلكترونات تتحرّك في الفراغ المحيط بالنواة والذي يُسمّى السحابة الإلكترونية.

ولكي تتخيل حجم الذرة، فلو تصورت النواة في حجم قطعة النقد الصغيرة فسوف تكون الإلكترونات أصغر من حبيبات الغبار، وتمتد السحابة الإلكترونية حول قطعة النقد بمساحة تعادل ٢٠ ملعبًا من ملاعب كرة القدم.

الإلكترونات قد تعتقد أنّ الإلكترونات تشبه إلى حدّ كبير الكواكب التي تدور حول الشمس، ولكنها في الواقع مختلفة كثيرًا عنها؛ فكما هو مبين في الشكل ١، ليس للكواكب شحنة كهربائية، بينما نجد أنّ نواة الذرة موجبة الشحنة، والإلكترونات سالبة الشحنة. كما أنّ الكواكب تتحرّك في مدارات يمكن توقعها، ومعرفة مكان وجود الكواكب بدقة في أيّ وقت، بينما لا يمكننا معرفة ذلك بالنسبة للإلكترونات. ورغم أنّ الإلكترونات تتحرك في مساحة من الفراغ حول النواة يمكن توقعها إلاّ أنه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون بدقة في هذه المساحة. لذا استخدم العلماء بدلاً من ذلك نموذجًا رياضيًّا يحسب ويتوقع المكان الذي يمكن أن يكون فيه الإلكترون.

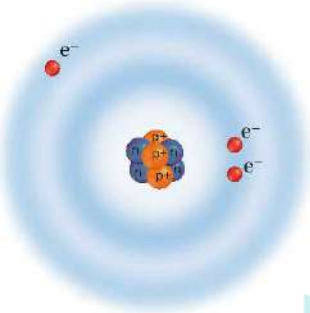
الشكل ١ يمكنك مقارنة الكواكب بالإلكترونات.

تتحرك الكواكب في مدارات محددة حول الشمس.

تتحرك الإلكترونات حول النواة، ولكن لا يمكن تحديد مساراتها بدقة.

دروسي

تركيب العنصر لكلّ عنصر تركيب ذري مميز له يتكوّن من عدد محدّد من البروتونات والنيوترونات والإلكترونات. ويكون عدد الإلكترونات مساويًا دائمًا لعدد البروتونات في ذرة العنصر المتعادلة. ويبين **الشكل ٢** نموذجًا ثنائي الأبعاد للتركيب الإلكتروني لذرة عنصر الليثيوم التي تتكوّن من ثلاثة بروتونات وأربعة نيوترونات داخل النواة، وثلاثة إلكترونات تدور حول النواة.



الشكل ٢ تتكوّن ذرة الليثيوم المتعادلة من ثلاثة بروتونات موجبة الشحنة وأربعة نيوترونات متعادلة الشحنة وثلاثة إلكترونات سالبة الشحنة.

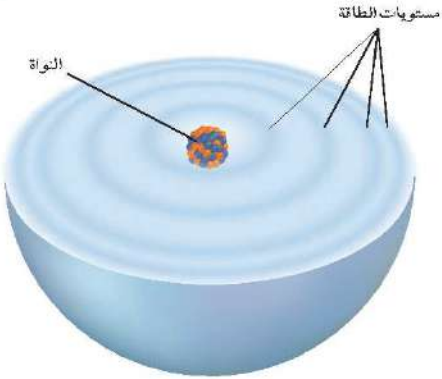
ترتيب الإلكترونات

إنّ عدد الإلكترونات وترتيبها في سحابة الذرة الإلكترونية مسؤولان عن الكثير من الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعنصر.

طاقة الإلكترون رغم أنّ إلكترونات الذرة يمكن أن توجد في أي مكان داخل السحابة الإلكترونية، إلا أنّ بعضها أقرب إلى النواة من غيرها، وتُسمّى المناطق المختلفة التي توجد فيها الإلكترونات **مستويات الطاقة** Energy levels. ويبين **الشكل ٣** نموذجًا لهذه المستويات، ويُمثّل كل مستوى كميّةً مختلفةً من الطاقة.

عدد الإلكترونات يتسع كل مستوى من مستويات الطاقة لعدد محدّد من الإلكترونات. وكلّما كان المستوى أبعد عن النواة اتسع لعدد أكبر من الإلكترونات، فمستوى الطاقة الأول يتسع لإلكترون واحد أو اثنين فقط، أمّا مستوى الطاقة الثاني فيتسع لـ ٨ إلكترونات فقط، ومستوى الطاقة الثالث يتسع لـ ١٨ إلكترونًا فقط، أمّا مستوى الطاقة الرابع فيمكن أن يتسع لـ ٣٢ إلكترونًا فقط.

تجربة عملية
النشاط الكيميائي
ارجع إلى كراسة التجارب العملية على منصة عين

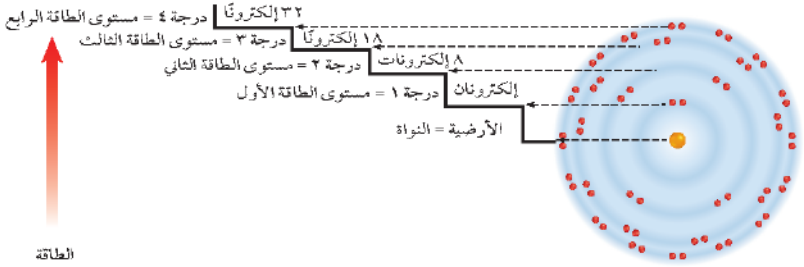


الشكل ٣ تتحرّك الإلكترونات حول نواة الذرة في جميع الاتجاهات. وتمثّل الخطوط الداكنة في الشكل مستويات الطاقة التي قد توجد الإلكترونات فيها.

حدّد مستوى الطاقة الذي يمكن أن يتسع لأكبر عدد من الإلكترونات.

يمكن أن يتسع مستوى الطاقة الأبعد عن النواة لمعظم الإلكترونات

دروسي



الشكل ٤ كلّما ابتعد مستوى الطاقة عن النواة ازداد عدد الإلكترونات التي يمكن أن يتسع لها.

حدّد المستوى الأقل طاقة والمستوى الأكبر طاقة.

مستوى الطاقة الأول يمتلك الطاقة الأقل ومستوى الطاقة الرابع يمتلك الطاقة الأكبر.

طاقة المستويات تبين درجات السلم في **الشكل ٤** نموذجًا للحدّ الأقصى من الإلكترونات التي يمكن أن يستوعبها كلّ مستوى من مستويات الطاقة في السحابة الإلكترونية. تخيل أنّ النواة تمثل الأرضية والإلكترونات في الذرة لها كميات مختلفة من الطاقة يمكن تمثيلها بمستويات الطاقة، وتُمثّل مستويات الطاقة هذه بدرجات السلّم، كما في **الشكل ٤**. للإلكترونات في مستويات الطاقة الأقرب إلى النواة طاقة أقل من الإلكترونات في المستويات الأبعد عن النواة، مما يسهل فصلها. ولتحديد الحدّ الأقصى من عدد الإلكترونات التي يمكن أن يستوعبها مستوى الطاقة نستخدم العلاقة التالية: **عدد الإلكترونات** = ٢ن^{٢}، حيث تمثّل "ن" رقم مستوى الطاقة.

ارجع إلى التجربة الاستهلالية في بداية الفصل، حيث تطلّب الأمر طاقة أكبر لإزالة مشبك الورق الأقرب إلى المغناطيس، من الطاقة اللازمة لإزالة المشبك البعيد عنه؛ وذلك لأنّ قوة جذب المغناطيس للمشبك القريب إليه كانت أكبر. وكذلك بالنسبة للذرة: فكلّما كان الإلكترون (السالب الشحنة) أقرب إلى النواة الموجبة الشحنة كانت قوة الجذب بينهما أكبر. ولذلك فإنّ فصل الإلكترونات القريبة إلى النواة أكثر صعوبة من تلك البعيدة عنها.

ماذا قرأت؟ ما الذي يحدد مقدار طاقة الإلكترون؟

مستوى الطاقة الذي يحتله الإلكترون فالمستوى الأقل يمتلك طاقة أقل وإلكترونات المستوى الأعلى تمتلك طاقة أكبر.

الجدول الدوري ومستويات الطاقة

يتضمن الجدول الدوري معلومات حول العناصر، كما يمكن استخدامه أيضًا في فهم مستويات الطاقة. انظر إلى الصفوف الأفقية (الدورات) في الجدول الدوري الجزئي الموضّح في **الشكل ٥** في الصفحة المقابلة، وتذكر أنّ العدد الذري لأيّ عنصر يساوي عدد البروتونات في نواة ذلك العنصر، ويساوي أيضًا عدد الإلكترونات حول النواة في الذرة المتعادلة. ولهذا يمكنك تحديد عدد الإلكترونات لكلّ عنصر بالنظر إلى عدده الذري المكتوب فوق رمز العنصر.

العلوم عبر المواقع الإلكترونية

الإلكترونات

ارجع إلى المواقع الإلكترونية عبر شبكة الإنترنت للبحث عن معلومات حول الإلكترونات وتاريخ اكتشافها.

نشاط ابحث عن سبب عدم قدرة العلماء على تحديد موقع الإلكترونات بدقة.

التوزيع الإلكتروني

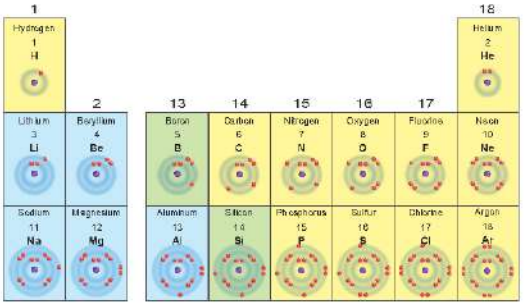
إذا أمعنت النظر في الجدول الدوري الموضح في **الشكل ٥** فستجد أنّ العناصر مرتبة وفق نظام محدّد؛ حيث يزداد عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة إلكترونًا واحدًا كلّما انتقلنا من اليسار إلى اليمين خلال الدورة الواحدة. وإذا تأملت الدورة الأولى مثلًا تجد أنها تحوي عنصر الهيدروجين الذي يحتوي على إلكترون واحد، وعنصر الهيليوم الذي تحتوي ذرته على إلكترونين في مستوى الطاقة الأول. انظر **الشكل ٤**. ولما كان مستوى الطاقة الأول يستوعب إلكترونين بحدّ أقصى، فإن المستوى الخارجي للهيليوم مكتمل، والذرة التي يكون مستواها الخارجي مكتملًا تكون مستقرة، ولذلك فالهيليوم يعد عنصرًا مستقرًا.

ماذا قرأت؟ ماذا تسمّى صفوف العناصر في الجدول الدوري؟

تسمى الدورات.

تبدأ الدورة الثانية بعنصر الليثيوم الذي يحتوي على ثلاثة إلكترونات، إلكترونان منها في مستوى الطاقة الأول، وإلكترون في مستوى الطاقة الثاني. لذا فالليثيوم يحوي إلكترونًا واحدًا في مستوى الطاقة الخارجي (الثاني). وعن يمين الليثيوم يقع عنصر البريليوم الذي يحتوي على إلكترونين في مستوى الطاقة الخارجي، بينما يحتوي البورون على ثلاثة إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي. وهكذا حتى تصل إلى عنصر النيون الذي يحتوي على ثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي.

عند النظر إلى **الشكل ٤** مرة أخرى ستلاحظ أنّ مستوى الطاقة الثاني يستوعب ثمانية إلكترونات، فالنيون له مستوى طاقة خارجي مكتمل، وهذا التوزيع الإلكتروني الذي يضمّ ثمانية إلكترونات في المستوى الخارجي للذرة يجعل الذرة مستقرة؛ لذا فإن ذرة النيون مستقرة. وكذلك الأمر بالنسبة إلى عناصر الدورة الثالثة؛ حيث تملأ العناصر مستوياتها الخارجية بالإلكترونات بالطريقة نفسها، وتنتهي هذه الدورة بعنصر الأرجون. ورغم أنّ مستوى الطاقة الثالث قد يتسع لـ ١٨ إلكترونًا فقط، إلا أنّ للأرجون ثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي، وهو التوزيع الإلكتروني الأكثر استقرارًا. إذن كلّ دورة في الجدول الدوري تنتهي بعنصر مستقرّ.



الشكل ٥ يوضّح هذا الجزء من الجدول الدوري التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر. احسب عدد الإلكترونات لكل عنصر، ولاحظ كيف يزداد العدد كلّما انتقلنا في الجدول الدوري من اليسار إلى اليمين.

الربط مع المهن

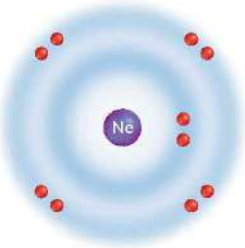
جائزة نوبل

العالم العربي أحمد زويل هو أستاذ في الكيمياء والفيزياء ويعمل مديرًا لمختبر العلوم الجزيئية في معهد كاليفورنيا التقني. حاز أحمد زويل على جائزة نوبل في الكيمياء في عام ١٩٩٩م. وقد تمكن العالم زويل وفريق عمله من استخدام الليزر في ملاحظة وتسجيل تكوّن الروابط الكيميائية وكسرها.

تصنيف العناصر (عائلات العناصر)

يمكن تقسيم العناصر إلى مجموعات أو عائلات؛ فكل عمود من أعمدة الجدول الدوري ـ كما في الشكل ٥ ـ يمثل عائلة من العناصر. ولأنّ الهيدروجين يعد عادة منفصلاً، فإن العمود الأول يضمّ العائلة الأولى التي تبدأ بعنصري الليثيوم والصوديوم. بينما تبدأ العائلة الثانية بالبريليوم والماغنسيوم في العمود الثاني... وكما أنّ أفراد العائلات البشرية متشابهون في الشكل والسمات نجد كذلك أنّ عائلة العناصر الواحدة تتشابه في الخصائص الكيميائية؛ لأنّ لها العدد نفسه من الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي.

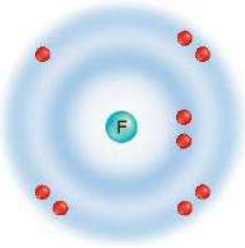
وقد أعطى النمطُ التكراري (الدوري) للخصائص العالمَ الكيميائي الروسي ديمتري مندليف عام ١٨٦٩م فكرةَ إنشاء أول جدول دوري للعناصر. فأصدر أول جدول دوري، وهو يشبه كثيرًا الجدول الدوري الحديث.



الشكل ٦ الغازات النبيلة عناصر مستقرّة؛ لأنّ مستوى طاقتها الخارجي مكتمل، أو لأنّ لها توزيعًا إلكترونيًّا مستقرًّا من ثمانية إلكترونات، مثل عنصر النيون، كما في الشكل.

الغازات النبيلة انظر إلى تركيب عنصر النيون في الشكل ٦، ولاحظ أنّ جميع العناصر التي تليه أيضًا في المجموعة ١٨ لها ثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي؛ لذا فهي مستقرّة، ولا تتحد بسهولة مع غيرها من العناصر. وكذلك نجد أنّ الهيليوم ـ الذي يحتوي مستوى طاقته الوحيد على إلكترونين فقط ـ مستقر أيضًا. وقد كان يُعتقد سابقًا أنّ هذه العناصر غير نشطة أبدًا. ولذلك كان يُطلق عليها اسم الغازات الخاملة، ولكن بعد أن عرف العلماء أنّ هذه الغازات تتفاعل أحيانًا أطلقوا عليها اسم الغازات النبيلة، وما زالت هذه الغازات أكثر العناصر استقرارًا.

ويمكن الاستفادة من استقرار الغازات النبيلة في حماية سلك المصباح الكهربائي من الاحتراق، وفي إظهار اللوحات الإعلانية بأضواء مختلفة الألوان، فعندما يمرّ التيار الكهربائي من خلالها، تشعّ ضوءًا بألوان مختلفة؛ فاللون البرتقالي المائل إلى الأحمر من النيون، والأرجواني من الأرجون، والأصفر من الهيليوم.



الشكل ٧ لعنصر الفلور الهالوجيني سبعة إلكترونات في مستوى طاقته الخارجي.

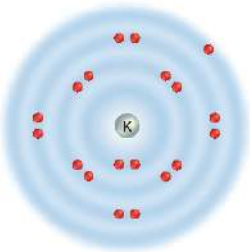
حدّد ماعدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي لعنصر البروم الهالوجيني؟

للبروم ٧ إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي.

الهالوجينات تُسمَّى عناصر المجموعة ١٧ الهالوجينات. ويبيّن الشكل ٧ نموذجًا لعنصر الفلور الذي يقع في الدورة الثانية. ويحتاج الفلور ـ كغيره من عناصر هذه المجموعة ـ إلى إلكترون واحد ليصل مستوى طاقته الخارجي إلى حالة الاستقرار. وكلما كان اكتساب الهالوجين لهذا الإلكترون أسهل كان نشاطه أكثر. والفلور أكثر الهالوجينات نشاطًا؛ لأنّ مستوى طاقته الخارجي أقرب إلى النواة. ويقلّ نشاط الهالوجينات كلّما اتجهنا إلى أسفل في المجموعة؛ وذلك بسبب ابتعاد المستوى الخارجي عن النواة. ولهذا يكون البروم أقل نشاطًا من الفلور.

دروسي

الفلزات القلوية انظر إلى عائلة العناصر في المجموعة الأولى من الجدول الدوري والتي تسمى الفلزات القلوية، تجد أنّ عناصر هذه المجموعة ـ ومنها الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم ـ لكل منها إلكترون واحد في مستوى الطاقة الخارجي، كما في **الشكل ٨**. ولهذا تستطيع التنبؤ بأنّ عنصر الروبيديوم الذي يلي عنصر البوتاسيوم له إلكترون واحد أيضًا في مستوى الطاقة الخارجي. وهذا التوزيع الإلكتروني للعناصر هو الذي يحدّد كيفية تفاعل هذه الفلزات.



الشكل ٨ البوتاسيوم -كالليثيوم والصوديوم- له إلكترون واحد في مستوى طاقته الخارجي.

ماذا قرأت؟ ما عدد الإلكترونات في مستويات الطاقة الخارجية لعناصر الفلزات القلوية؟ **إلكترون واحد.**

تكوّن الفلزات القلوية مركبات يشبه بعضها بعضًا؛ فكل منها يحوي إلكترونًا واحدًا في مستوى طاقته الخارجي. وينفصل هذا الإلكترون عنها عند تفاعلها مع عناصر أخرى. وكلّما كان فصل الإلكترون سهلاً كان العنصر أكثر نشاطًا. وعلى العكس من الهالوجينات فإنّ نشاط الفلزات القلوية يزداد كلّما اتجهنا إلى أسفل المجموعة، أيّ أنه كلّما ازداد رقم الدورة (الصف الأفقي) التي يوجد فيها العنصر ازداد نشاطه؛ وهذا بسبب بُعد مستوى الطاقة الخارجي عن النواة. لذا فإنّ الطاقة اللازمة لفصل إلكترون عن المستوى الخارجي البعيد عن النواة أقلّ من الطاقة اللازمة لفصل إلكترون عن المستوى الخارجي القريب من النواة. ولهذا السبب نجد أنّ عنصر السيزيوم الذي في الدورة السادسة يفقد الإلكترون أسهل من الصوديوم الذي في الدورة الثالثة، لذا فالسيزيوم أكثر نشاطًا من الصوديوم.

تطبيق العلوم

كيف يساعدك الجدول الدوري على تحديد خصائص العناصر؟

يعرض الجدول الدوري معلومات حول التركيب الذري للعناصر. فهل تستطيع تحديد العنصر إذا أعطيت معلومات عن مستوى الطاقة الخارجي له؟ استخدم مقدرتك في تفسير الجدول الدوري لإيجاد ما تحتاج إليه.

تحديد المشكلة

عناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري تحتوي العدد نفسه من الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي، ويزداد عدد إلكترونات المستوى الخارجي إلكترونًا كلّما اتجهنا من اليسار إلى اليمين في الدورة. هل يمكنك الرجوع إلى **الشكل ٥**، وتحديد عنصر ما غير معروف لديك، أو المجموعة التي ينتمي إليها عنصر معروف لديك؟

حلّ المشكلة

١. عنصر مجهول ينتمي إلى المجموعة الثانية، يحتوي على ١٢ إلكترونًا، إلكترونان منها في مستوى طاقته الخارجي، فما هو؟ **الماغنسيوم.**

٢. سمّ العنصر الذي يحتوي على ثمانية إلكترونات، ستة إلكترونات منها في مستوى الطاقة الخارجي. **الأكسجين**

٣. للسليكون ١٤ إلكترونًا موزعة على ثلاثة مستويات للطاقة، يحتوي مستوى الطاقة الأخير على أربعة إلكترونات. إلى أيّ مجموعة ينتمي السليكون؟ **المجموعة ١٤.**

٤. لديك ثلاثة عناصر تحتوي العدد نفسه من الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي، أحدها عنصر الأكسجين. مستخدمًا الجدول الدوري ماذا تتوقع أن يكون العنصران الآخران؟ **الكبريت – السيلنيوم.**

دروسي

دروسي

التمثيل النقطي للإلكترونات

درست سابقًا أنّ عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي لذرة العنصر يحدّد الكثير من الخصائص الكيميائية للذرة، لذا من المفيد عمل نموذج للذرة يُبين الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي فقط، وسيفيدنا هذا النموذج في توضيح ما يحدث لهذه الإلكترونات في أثناء التفاعل.

إنّ رسم مستويات الطاقة والإلكترونات التي تحويها يتطلب وقتًا، وخصوصًا عندما يكون عدد الإلكترونات كبيرًا، فإذا أردت معرفة كيف تتفاعل ذرات عنصر ما فعليك أن ترسم نماذج بسيطة لهذه الذرات توضح الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي. **التمثيل النقطي للإلكترونات** Electron dot diagram عبارة عن رمز العنصر محاط بنقاط تمثّل عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي؛ لأنّ إلكترونات المستوى الخارجي هي التي تبين كيف يتفاعل العنصر.

تمثيل الإلكترونات بالنقاط كيف تعرف عدد النقاط التي يجب رسمها بالنسبة إلى عناصر المجموعات ١ - ٢ و١٣ - ١٨؟ يمكنك الرجوع إلى الجدول الدوري الجزئي في **الشكل ٥**، وستلاحظ أنّ عناصر المجموعة الأولى لها إلكترون واحد في مستويات طاقاتها الخارجية، وعناصر المجموعة الثانية لها إلكترونان... وهكذا حتى تصل إلى عناصر المجموعة ١٨ التي لها ثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي، ما عدا الهيليوم الذي له إلكترونان في مستوى طاقته الخارجي، وهي عناصر مستقرة.

وتكتب النقاط في صورة أزواج على الجهات الأربع لرمز العنصر، بوضع نقطة واحدة فوق الرمز ثم عن يمينه ثم أسفل الرمز ثم عن يساره، وبعد ذلك نضع نقطة خامسة في أعلى الرمز لعمل زوج من النقاط، تابع بهذه الوتيرة حتى تكمل النقاط الثمانية كلّها، وحتى يكتمل المستوى. يمكن توضيح هذه العملية بتمثيل نقاط الإلكترونات حول رمز ذرة النيتروجين. ابدأ أولاً بكتابة رمز العنصر N، ثم جد عنصر النيتروجين في الجدول الدوري لتعرف المجموعة التي ينتمي إليها. ستجد أنّه ينتمي إلى المجموعة ١٥، ولهذا فإن له خمسة إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي، والشكل النهائي للتمثيل النقطي لذرة النيتروجين موضح في **الشكل ٩**. ويمكن تمثيل الإلكترونات في ذرة اليود بالطريقة نفسها، كما هو موضح في **الشكل ٩** أيضًا.

تحتوي ذرة اليود على سبعة إلكترونات في مستوى طاقتها الخارجي.

تحتوي ذرة النيتروجين على خمسة إلكترونات في مستوى طاقتها الخارجي.

تجربة

التمثيل النقطي للإلكترونات

الخطوات

١. ارسم جزءًا من الجدول الدوري الذي يتضمن أول ١٨ عنصرًا، من الهيدروجين حتى الأرجون، مخصصًا مربعًا طول ضلعه ٣ سم لكل عنصر.

٢. املأ في كل مربع التمثيل النقطي للعنصر.

التحليل

١. ماذا تلاحظ على التمثيل النقطي للإلكترونات لعناصر المجموعة الواحدة؟

عدد الإلكترونات الخارجية متساوي.

٢. صف التغيرات التي تلاحظها في التمثيل النقطي للإلكترونات لعناصر الدورة الواحدة.

يمتلك كل عنصر إلكترون واحد يزيد عن العنصر الذي يسبقه.

الشكل ٩ يبين التمثيل النقطي للإلكترونات عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي فقط.

اشرح لماذا نوضح الكترونات مستوى الطاقة الخارجي فقط؟

لأن هذه الإلكترونات تحدد كيفية تفاعل العنصر.

دروسي

استخدام التمثيل النقطي بعد أن عرفت كيف ترسم التمثيل النقطي للعناصر يمكنك استخدامها لتبين كيفية ارتباط ذرات العناصر بعضها مع بعض. فالروابط الكيميائية Chemical bonds هي القوى التي تربط ذرتين إحداهما مع الأخرى. وتعمل الروابط الكيميائية على ربط العناصر مثلما يعمل الصمغ على تثبيت قطع النموذج. انظر الشكل ١٠. عندما ترتبط الذرات مع ذرات أخرى يصبح كل منها أكثر استقرارًا؛ وذلك بجعل مستوى طاقتها الخارجي يشبه مستوى الطاقة الخارجي للغاز النبيل.

الشكل ١٠ تصنع بعض النماذج بتثبيت قطعها بالصمغ. أمّا في المركبات الكيميائية فتثبت ذرات العناصر بعضها ببعض بالروابط الكيميائية.

ماذا قرأت؟ ما الرابطة الكيميائية؟

هي قوى تعمل على تماسك ذرتين معاً.

مراجعة الدرس ١

الخلاصة

البناء الذري

- تقع النواة في مركز الذرة.
- توجد الإلكترونات في منطقة تُسمّى السحابة الإلكترونية.
- للإلكترونات شحنة سالبة.

ترتيب الإلكترونات

- تُسمّى المناطق المختلفة التي توجد فيها الإلكترونات في الذرة "مستويات الطاقة".
- يتسع كل مستوى طاقة لعدد محدد من الإلكترونات.

الجدول الدوري

- عدد الإلكترونات يساوي العدد الذري في ذرة العنصر المتعادلة.
- يزداد عدد الإلكترونات في ذرات العناصر إلكترونًا واحدًا كلّما اتجهنا من اليسار إلى اليمين في الدورة.

اختبر نفسك

١. حدّد ما عدد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي لكلٍّ من النيتروجين والبروم؟

النيتروجين يمتلك ٥ إلكترون، أما البروم فيمتلك ٧ إلكترون.

٢. حلّ ما عدد إلكترونات مستوى الطاقة الأول والثاني للذرة الأكسجين؟

عدد الإلكترونات في مجال الطاقة الأول ٢ إلكترون، أما مجال الطاقة الثانية فيحتوي على ٥ إلكترونات.

٣. عين أيّ إلكترونات الأكسجين لها طاقة أكبر: الإلكترونات التي في مستوى الطاقة الأول، أم التي في مستوى الطاقة الثاني؟

الإلكترونات في مجال الطاقة الثاني.

٤. التفكير الناقد تزداد حجوم ذرات عناصر المجموعة الواحدة كلّما اتجهنا إلى أسفل المجموعة في الجدول الدوري. فسّر ذلك.

لأن كلما اتجهنا لأسفل المجموعة يزداد مستوى طاقة جديد.

تطبيق الرياضيات

٥. حلّ المعادلة بخطوة واحدة يمكنك حساب الحدّ الأقصى للإلكترونات التي يستوعبها أيّ مستوى طاقة باستخدام الصيغة التالية: $٢ن^{٢}$ حيث تمثل "ن" رقم مستوى الطاقة. احسب أقصى عدد من الإلكترونات يمكن أن يوجد في كل مستوى من مستويات الطاقة الخمسة الأولى.

عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الأول = ٢ × ١ = ٢ إلكترون.

عددالإلكترونات في مستوى الطاقة الثاني = ٢ × $٢^{٢}$ = ٨ إلكترون.

عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الثالث = ٢ × $٣^{٢}$ = ١٨ إلكترون.

عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الرابع = ٢ × $٤^{٢}$ = ٣٢ إلكترون.

عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الخامس = ٢ × $٥^{٢}$ = ٥٠ إلكترون.

رابط الدرس الرقمي
www.len.edu.sa

ارتباط العناصر

في هذا الدرس

الأهداف

- تقارن بين الروابط الأيونية والروابط التساهمية.
- تميز بين الجزيء والمركب.
- تميز بين الرابطة القطبية والرابطة غير القطبية.

الأهمية

تعمل الرابطة الكيميائية على ربط الذرات في الموادّ التي تراها يوميًّا.

مراجعة المفردات

الإلكترون جسيم سالب الشحنة موجود في السحابة الإلكترونية حول نواة الذرة.

المفردات الجديدة

- الأيون
- الرابطة التساهمية
- الرابطة الأيونية
- الجزيء
- المركب
- الرابطة القطبية
- الرابطة الفلزية
- الصيغة الكيميائية

الرابطة الأيونية

هل قمت يومًا بعمل لوحة بتركيب أجزائها المبعثرة؟ ماذا يحدث إذا قلبتَ اللوحة؟ ستتساقط وتتفكك القطع التي ركبتها. إن هذا يشبه العناصرَ عندما يرتبط بعضها مع بعض، إلا أنها لا تتساقط ولا تتفكك إذا قلبت. تخيل ما يحدث لو تفكَّك ملح الطعام إلى صوديوم وكلور عند وضعه على البطاطس المقلية! إنّ ذرات أحد العناصر تكوّن روابط مع غيرها من الذرات باستخدام إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي بأربع طرائق: بفقد إلكترونات، أو باكتسابها، أو تجاذبها، أو بمشاركتها مع عنصر آخر.

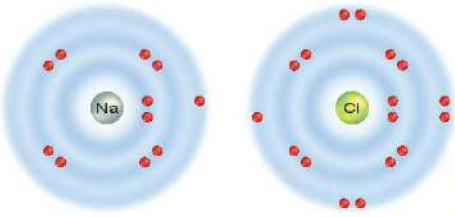
والصوديوم فلز ليّن فضّي اللّون، كما في **الشكل ١١**، وهو شديد التفاعل عند إضافته إلى الماء أو الكلور. فما الذي يجعله شديد التفاعل هكذا؟ إذا نظرت إلى التوزيع الإلكتروني لمستويات الطاقة للصوديوم ستجد أنّ له إلكترونًا واحدًا فقط في مستوى الطاقة الأخير. فإذا أزيل هذا الإلكترون أصبح المستوى الخارجي فارغًا، والمستوى قبل الأخير مكتملاً، ممّا يجعل التوزيع الإلكتروني له مشابهًا للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل النيون.

أما الكلور فيكوّن روابط بطريقة مختلفة عن طريقة الصوديوم؛ فهو يكتسب إلكترونًا، وعندها يصبح التوزيع الإلكتروني للكلور مشابهًا للتوزيع الإلكتروني في الغاز النبيل الأرجون.

الشكل ١١ يتفاعل الصوديوم مع الكلور وينتجان بلورات بيضاء تُسمَّى كلوريد الصوديوم (ملح الطعام).

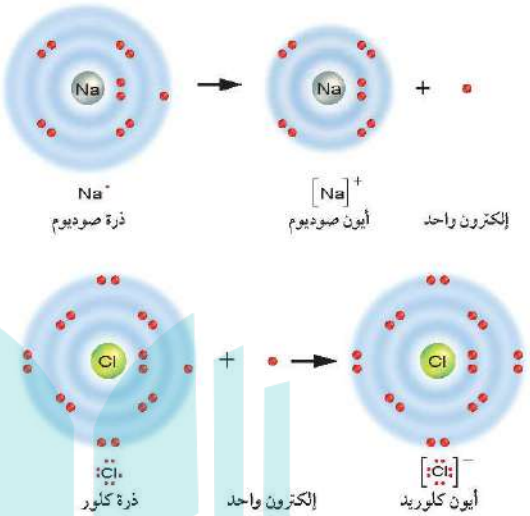
صوديوم — غاز كلور

الصوديوم فضيّ اللون، لين يمكن قطعه بالسكين، أما الكلور فغاز أخضر سام.



ذرة صوديوم — ذرة كلور

عند اكتساب ذرة الكلور إلكترونًا من ذرة الصوديوم تصبح الذرتان أكثر استقرارًا، وتتكون رابطة بينهما.

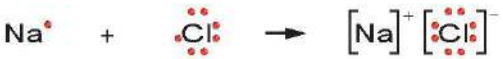


الشكل ١٢ تتكون الأيونات عندما تفقد أو تكسب العناصر الإلكترونات. فعندما يتحد الصوديوم مع الكلور ينتقل إلكترون من ذرة الصوديوم إلى ذرة الكلور، فتصبح ذرة الصوديوم أيونًا موجبًا Na^+، وتصبح ذرة الكلور أيونًا سالبًا Cl^-.

الأيونات – مسألة توازن تفقد ذرة الصوديوم كما عرفت سابقًا إلكترونًا، وتصبح أكثر استقرارًا، ونتيجة هذا الفقد يختل توازن شحنتها الكهربائية، فتصبح أيونًا موجبًا؛ لأنّ عدد الإلكترونات حول النواة يقلّ إلكترونًا عن البروتونات في النواة، ومن جهة أخرى يصبح الكلور أيونًا سالبًا باكتسابه إلكترونًا من الصوديوم، ممّا يزيد عدد الإلكترونات واحدًا على عدد البروتونات في نواته.

فالذرة التي تفقد أو تكتسب إلكترونًا لا تكون ذرة متعادلة، بل تصبح **أيونًا** Ion. ويتم تمثيل أيون الصوديوم بالرمز Na^+، وأيون الكلوريد بالرمز Cl^-. ويوضّح **الشكل ١٢** كيف تتحول الذرة إلى أيون؟

تكوّن الروابط ينجذب أيون الصوديوم الموجب وأيون الكلور السالب أحدهما إلى الآخر بشدة. وهذا التجاذب الذي يربط الأيونات هو نوع من الروابط الكيميائية تُسمّى **الرابطة الأيونية** Ionic bond. وفي **الشكل ١٣** نجد أنّ أيونات الصوديوم والكلور تكوّن رابطة أيونية، ويَنتج مركّب أيوني هو كلوريد الصوديوم، أو ما يعرف بملح الطعام. **المركب** Compound مادّة نقية تحوي عنصرين أو أكثر مرتبطين برابطة كيميائية.



الشكل ١٣ تنشأ الرابطة الأيونية بين ذرتين مختلفتي الشحنة.

صف كيف تصبح الذرة موجبة الشحنة أو سالبة الشحنة؟

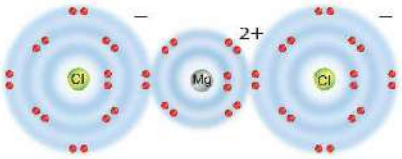
عندما تفقد الذرة إلكترون أو أكثر تصبح موجبة الشحنة، وعندما تكتسب الذرة إلكترون أو أكثر تصبح أيونًا سالبًا أي تكون سالبة الشحنة.

الربط مع الفيزياء

الأيونات عندما تذوب المواد الأيونية في الماء تنفصل أيوناتها بعضها عن بعض، وبسبب شحنتها السالبة والموجبة يمكن للأيون توصيل التيار الكهربائي. وإذا كان هناك أسلاك توصيل طرفها مغمور بمحلول مادة أيونية وطرفها الآخر موصول ببطارية فإنّ الأيونات الموجبة ستتحرك نحو القطب السالب، وستتحرك الأيونات السالبة نحو القطب الموجب، حيث يكمل سيلٌ الأيونات الدائرة الكهربائية.

دروسي

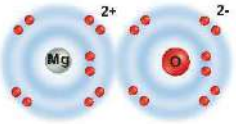
الشكل ١٤ للماغنسيوم إلكترونان في مستوى طاقته الخارجي.



$[:\ddot{Cl}:]^-\ [Mg^{2+}]\ [:\ddot{Cl}:]^-$

كلوريد الماغنسيوم

أ) يتكون كلوريد الماغنسيوم عند فقد ذرة الماغنسيوم إلكترونًا واحدًا لكلّ ذرة من ذرتي الكلور.



$[Mg^{2+}]\ [O^{2-}]$

أكسيد الماغنسيوم

ب) يتشكّل أكسيد الماغنسيوم عندما تعطي (تفقد) ذرة الماغنسيوم إلكترونين للذرة الأكسجين.

حدد التوزيع الإلكتروني لكل من: كبريتيد الماغنسيوم وأكسيد الكالسيوم.

ترتيب الإلكترونات في كبريتيد الماغنسيوم وأكسيد الكالسيوم مماثل للترتيب الإلكتروني في أكسيد الماغنسيوم حيث يميل كلًا من الماغنسيوم والكالسيوم إلى فقد ٢ إلكترون لكي تكون الذرة أكثر استقرارًا بينما تميل ذرتي الكبريت والأكسجين إلى اكتساب ٢ إلكترون لكي تصبح الذرة أكثر استقرارًا.

فقد واكتساب أكثر لقد درست ما يحدث عندما تفقد ذرة عنصر أو تكتسب إلكترونًا واحدًا. ولكن هل يمكن لذرات العناصر فقد أو اكتساب أكثر من إلكترون؟ لعنصر الماغنسيوم Mg الذي يقع في المجموعة الثانية إلكترونان في مستوى طاقته الخارجي، وعندما يفقدهما يصبح المستوى الخارجي له مكتملاً. وقد تكتسب ذرتا الكلور هذين الإلكترونين كما هو موضّح في **الشكل ١٤-أ**. لذا يكون الناتج أيون ماغنسيوم Mg^{+2} وأيونَيْ كلوريد $2Cl^-$، فينجذب أيونا كلوريد السالبان نحو أيون الماغنسيوم الموجب ويكوّنان روابط أيونية، وينتج عن التفاعل مركّب كلوريد الماغنسيوم $MgCl_2$.

تحتاج بعض العناصر ـ ومنها الأكسجين ـ إلى اكتساب إلكترونين لتصل إلى حالة الاستقرار. ويمكن تحقق ذلك من خلال اكتساب إلكترونين تفقدهما ذرة الماغنسيوم لتكوين مركّب أكسيد الماغنسيوم MgO، كما هو موضّح في **الشكل ١٤ - ب**. كما يمكن أن يكوّن الأكسجين مركّبات مماثلة مع أيّ أيون موجب من المجموعة الثانية.

الرابطة الفلزية

لقد عرفت كيف تكوّن ذرات العناصر الفلزية روابط أيونية مع ذرات عناصر لا فلزية. كما أنّ الفلزات كذلك تكوّن روابط مع عناصر فلزية أخرى، ولكن بطريقة مختلفة. ففي الفلزات تكون الإلكترونات في مستويات الطاقة الخارجية للذرات المنفردة غير مترابطة بدرجة كبيرة، لذا يمكن النظر إلى الفلز في الحالة الصلبة على أنه بحر من الإلكترونات الحرة الحركة التي تتحرك فيها أيونات الفلز الموجبة، كما هو موضّح في **الشكل ١٥**. وتنشأ **الروابط الفلزية** Metallic bonds نتيجة للتجاذب بين إلكترونات المستوى الخارجي مع نواة الذرة من جهة، ونوى الذرات الأخرى من جهة ثانية داخل الفلز في حالته الصلبة. وهذه الرابطة تؤثر في خصائص الفلز. فمثلاً عند طَرْق فلزٍّ ما وتحويله إلى صفيحة، أو سحبه على صورة سلك، فإنّه لا ينكسر، بل على العكس تتراكب طبقات من ذرات الفلز بعضها فوق بعض. ويعمل التجمّع المشترك من الإلكترونات على تماسك الذرة. والرابطة الفلزية سبب آخر للتوصيل الجيد للتيار الكهربائي؛ حيث تنتقل الإلكترونات الخارجية من ذرة إلى أخرى لتنقل التيار الكهربائي.

الشكل ١٥ لا ترتبط الإلكترونات الخارجية لذرات الفضة في الرابطة الفلزية مع أيّ ذرة فضة، وهذا ما يسمح لها بالتحرّك والتوصيل الكهربائي.

دروسي

دروسي

الرابطة التساهمية - مشاركة

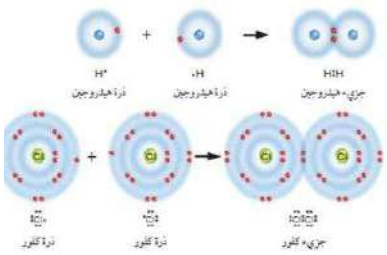
بعض العناصر غير قادرة على فقد أو اكتساب إلكترونات بسبب عدد الإلكترونات التي في المستوى الخارجي؛ فعنصر الكربون مثلاً يحوي ستة بروتونات وستة إلكترونات، أربعة من هذه الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي، ولكي تصل ذرة الكربون إلى حالة الاستقرار يجب أن تفقد أو تكتسب أربعة إلكترونات، وهذا صعب لأنّ فقد أو اكتساب هذا القدر من الإلكترونات يتطلب طاقة كبيرة جدًّا، لذلك تتم المشاركة بالإلكترونات.

الرابطة التساهمية يصل الكثير من ذرات العناصر إلى حالة الاستقرار عندما تتشارك بالإلكترونات. وتُسمّى الرابطة الكيميائية التي تنشأ بين ذرات العناصر اللافلزية من خلال التشارك بالإلكترونات **الرابطة التساهمية** Covalent bond. وتنجذب هذه الإلكترونات المشتركة إلى نواتي الذرتين، فتتحرك الإلكترونات بين مستويات الطاقة الخارجية في كلتا الذرتين في الرابطة التساهمية، ولذلك يكون لكلتا الذرتين مستوى طاقة خارجي مكتمل لبعض الوقت، وتُسمّى المركبات الناتجة عن الرابطة التساهمية بالمركبات الجزيئية.

ماذا قرأت؟ كيف تكوّن الذراتُ الروابط التساهمية؟

عن طريق المشاركة بالإلكترونات.

تكوّن ذرات بعض العناصر ـ من خلال الروابط التساهمية ـ جسيمات متعادلة؛ إذ تحوي العدد نفسه من الشحنات الموجبة والسالبة. وهذه الجسيمات المتعادلة التي تكوّنت عند مشاركة الذرات في الإلكترونات تُسمّى **الجزيئات** Molecules. والجزيء هو الوحدة الأساسية للمركبات الجزيئية. تأمل كيف تتكون الجزيئات من خلال مشاركة الإلكترونات، في الشكل ١٦. لاحظ أنّه لا يوجد أيونات في هذا التفاعل؛ لأنّه لم يفقد أو يكتسب أيّ إلكترونات. والبلورات الصّلبة ـ ومنها كلوريد الصوديوم ـ لا يمكن تسميتها جزيئات؛ لأنّ الوحدة الأساسية لها هي الأيون، وليس الجزيء.



الشكل ١٦ الرابطة التساهمية طريقة أخرى لجعل الذرات أكثر استقرارًا؛ إذ تسمح مشاركة الإلكترونات لكل ذرة بالحصول على مستوى طاقة خارجي مستقر. ذرات العناصر التي تظهر في الشكل تكوّن روابط تساهمية أحادية.

تجربة

بناء نموذج لمركب الميثان

الخطوات

١. استخدم أوراقًا دائريّة الشكل ذات ألوان مختلفة لتمثّل البروتونات والنيوترونات والإلكترونات، واصنع نموذجًا ورقيًّا يمثّل ذرة الكربون وأربعة نماذج أخرى لتمثّل ذرات الهيدروجين.

٢. استخدم نماذج الذرات السابقة لبناء نموذج لجزيء الميثان بتكوين روابط تساهمية، حيث يتكوّن جزيء الميثان من أربع ذرات هيدروجين مرتبطة كيميائيًّا مع ذرة كربون واحدة.

التحليل

١. هل التوزيع الإلكتروني لذرتي الهيدروجين والكربون في جزيء الميثان يشبه التوزيع الإلكتروني لعناصر الغازات [illegible]

نعم؛ لأن ذرة الكربون تعمل ٤ روابط تساهمية مع ٤ ذرات هيدروجين فتشارك الكربون في كل رابطة بإلكترون والهيدروجين بإلكترون ففي كل رابط تصبح ذرة الهيدروجين بها ٢ إلكترون مثل غاز الهيليوم الخامل وبالأربع روابط يكون الكربون ٨ إلكترونات مثل غاز النيون الخامل.

١. هل لجزيء الميثان شحنة كهربائية؟

لا، فعدد الإلكترونات والبروتونات متساوي.

دروسي

الشكل ١٧ يمكن للذرة تكوين رابطة تساهميّة بواسطة إلكترونين أو ثلاثة.

في جزيء ثاني أكسيد الكربون تشترك (أو تساهم) ذرة الكربون بإلكترونين مع كل ذرة أكسجين لتكوين رابطتين ثنائيتين. وكل ذرة أكسجين تشترك بإلكترونين مع ذرة الكربون.

تشارك كل ذرة نيتروجين بثلاثة إلكترونات لتكون رابطة ثلاثية

الرابطة الثنائية والثلاثية تشارك الذرة أحيانًا بأكثر من إلكترون واحد مع الذرات الأخرى. ففي جزيء ثاني أكسيد الكربون الموضّح في **الشكل ١٧** شاركت كل ذرة أكسجين بإلكترونين مع ذرة الكربون. وقد شاركت أيضًا ذرة الكربون بإلكترونين مع كل ذرة أكسجين، أي أنّ زوجين من الإلكترونات قد ارتبط بعضهما مع بعض بالرابطة التساهمية، وتُسمّى في هذه الحالة بالرابطة الثنائية. يوضح **الشكل ١٧** أيضًا تشارُك ثلاثة أزواج من الإلكترونات بذرتي نيتروجين في تكوين جزيء النيتروجين. وتُسمّى الرابطة التساهمية في هذه الحالة الرابطة الثلاثية.

تجربة عملية الروابط الكيميائية
ارجع إلى كراسة التدارب العملية على منصة عين

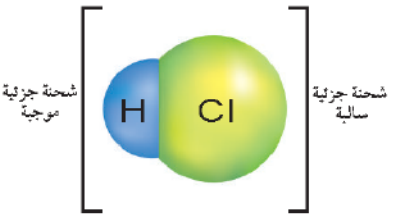
ماذا قرأت؟ كم زوجًا من الإلكترونات يتشارك في الرابطة الثنائية؟

زوجين من الإلكترونات.

الجزيئات القطبية والجزيئات غير القطبية

لقد درست كيف تتشارك الذرات بالإلكترونات لكي تصل إلى حالة الاستقرار. ولكن هل تتشارك الذرات بالإلكترونات بشكل متساوٍ دائمًا؟ الجواب: لا؛ فبعض الذرات تجذب إلكترونات نحوها أكثر من غيرها. فالكلور مثلاً يجذب الإلكترونات نحوه أكثر من الهيدروجين. وعندما تنشأ الرابطة التساهمية بين الكلور والهيدروجين، تبقى الإلكترونات المشتركة بجانب الكلور فترة أطول من بقائها بجانب الهيدروجين.

الشكل ١٨ كلوريد الهيدروجين مركّب تساهمي قطبي.



هذه المشاركة غير المتساوية تجعل أحد جانبي الرابطة سالبًا أكثر من الطرف الآخر، كأقطاب البطارية، كما في الشكل ١٨ . وتُسمّى هذه الروابط بالروابط القطبية. والرابطة القطبية Polar bond يتم فيها مشاركة الإلكترونات بشكل غير متساوٍ. ومن الأمثلة على الرابطة القطبية أيضًا تلك الرابطة التي تحدث بين الأكسجين والهيدروجين.

دروسي

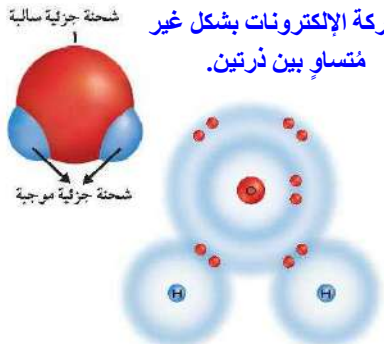
جزيئات الماء القطبية تتكوّن جزيئات الماء عندما يتشارك الهيدروجين والأكسجين بالإلكترونات. يوضّح الشكل ١٩ أنّ هذا التشارك غير متساوٍ؛ فالأكسجين له النصيب الأكبر من الإلكترونات في كلّ رابطة، كما أنه يحمل شحنة جزئية سالبة، بينما يحمل الهيدروجين شحنة جزئية موجبة، ولهذا السبب يكون الماء قطبيًّا؛ إذ له قطبان مختلفان كالمغناطيس تمامًا. ولذا، فعند تعرُّض الماء لشحنة سالبة، تصطفّ جزيئاته كالمغناطيس لتقابل الشحنة السالبة بقطبها الموجب. ويمكنك ملاحظة ذلك عند تقريب بالون مشحون من خيط الماء المنساب من الصنبور، كما يبين الشكل ١٩. ونظرًا إلى وجود قطبين مختلفين في الشحنة لجزيء الماء فإن جزيئاته تتجاذب بعضها إلى بعض أيضًا، وهذا التجاذب يحدّد الكثير من الخصائص الفيزيائية للماء.

أمّا الجزيئات عديمة الشحنة فتُسمّى الجزيئات غير القطبية. وبما أنّ قدرة العناصر يختلف بعضها عن بعض في جذب الإلكترونات؛ فالروابط غير القطبية هي الروابط التي تنشأ بين ذرات العنصر نفسه، ومنها الرابطة غير القطبية الثلاثية التي تنشأ بين ذرات النيتروجين في جزيء النيتروجين.

وهناك بعض المركبات الجزيئيّة التي تكوّن بلورات كالمركبات الأيونية تمامًا، إلا أنّ الوحدة الأساسية لها هي الجزيء. ويوضح الشكل ٢٠ النمط الذي تترتب فيه الوحدات الأساسية (الجزيء أو الأيون) في البلورات الأيونية والجزيئية.

الشكل ١٩ تتشارك ذرتا هيدروجين بالإلكترونات مع ذرة أكسجين بصورة غير متساوية. تنجذب الإلكترونات إلى الأكسجين أكثر من الهيدروجين. ويبين هذا النموذج كيفية انفصال الشحنات أو استقطابها.

عرّف القطبية.



مشاركة الإلكترونات بشكل غير مُتساوٍ بين ذرتين.

تنجذب الأقطاب الموجبة في جزيئات الماء إلى الشحنة السالبة للبالون، مما يسبب انحراف مسار الماء.

العلوم عبر المواقع الإلكترونية

الجزيئات القطبية

ارجع إلى المواقع الإلكترونية عبر شبكة الإنترنت للبحث عن معلومات حول الصابون والمنظفات.

نشاط الزيت والماء لا يمتزجان معًا، ولكنك إذا أضفت بضع قطرات من سائل تنظيف الصحون إليهما فستلاحظ أنّ الزيت يصبح قابلاً للذوبان في الماء، ويكونان طبقة واحدة بدلًا من طبقتين.

فسّر لماذا يساعد الصابون على ذوبان الزيت في الماء؟

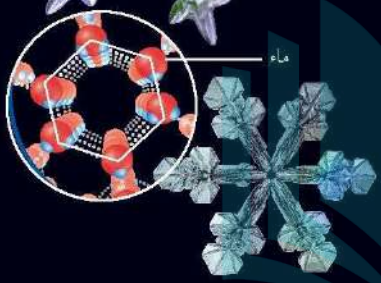
لأن الصابون له طرف يستطيع إذابة الزيت وتفكيكه، وطرف آخر يذوب في الماء، لذلك يُساعد الصابون على مزج الزيت والماء.

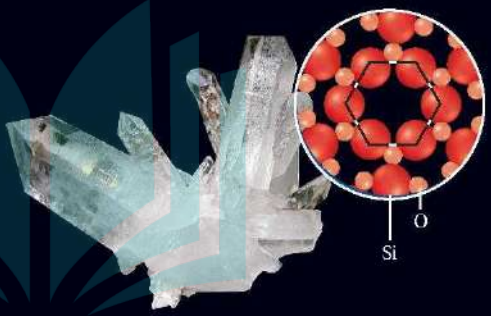
دروسي

تركيب البلورة

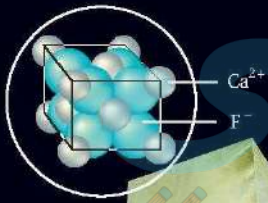
الشكل ٢٠

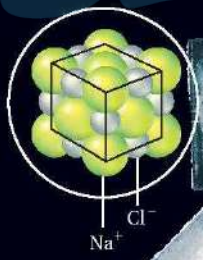
هناك الكثير من المواد الصلبة على هيئة بلورات، سواء كانت حبيبات صغيرة كملح الطعام، أو كبيرة مثل الكوارتز، وأحيانًا لا يكون هذا الشكل البلوري إلا انعكاسًا لترتيب جسيماتها. ويساعد معرفة التركيب البلوري للمواد الصلبة الباحثين على فهم خصائصها الفيزيائية. وهذه نماذج لبعض البلورات بشكليها المكعّب والسداسي.





سداسي الأوجه بلورات الكوارتز أعلاه سداسيّة الأوجه، تمامًا كبلورات الثلج التي في الأعلى عن اليسار؛ لأنّ الجزيئات التي تكوّن بلورة الكوارتز والجزيئات التي تكوّن بلورة الثلج ترتب نفسها في أنماط سداسية.

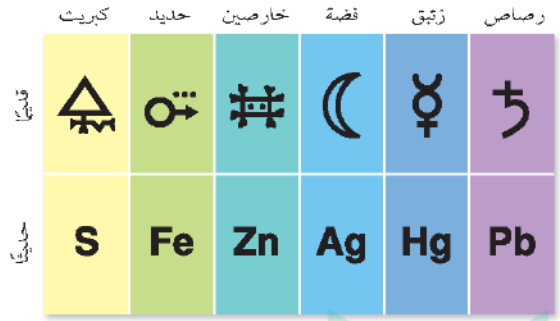




المكعب بلورة ملح الطعام عن اليمين، وبلورة الفلورايت في الأعلى هي بلورات مكعّبة الشكل، وهذا الشكل انعكاس لترتيب الأيونات في البلورة في صورة مكعب.

كتابة الرموز والصيغ الكيميائية

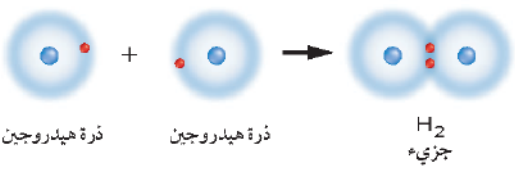
بدأ الكيميائيون في العصور الوسطى محاولات جادة لاكتشاف علم الكيمياء. وعلى الرغم من إيمان الكثيرين منهم بالسحر وتحويل المواد (مثل تحويل الرصاص إلى الذهب)، إلا أنّهم تعلموا الكثير عن خصائص العناصر، واستخدموا الرموز للتعبير عنها في التفاعلات، انظر **الشكل ٢١**.



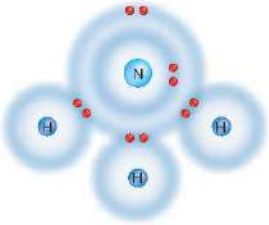
الشكل ٢١ استخدم الكيميائيون القدماء الرموز لوصف العناصر والعمليات. بينما نجد الرموز الحديثة للعناصر عبارة عن أحرف يسهل فهمها في أنحاء العالم كافة.

رموز ذرات العناصر استخدم الكيميائيون حديثًا الرموز أيضًا للتعبير عن العناصر؛ لكي يفهمها جميع الكيميائيين في كل مكان. فكل عنصر يُعبّر عنه برمز مكوّن من حرف أو حرفين أو ثلاثة. وقد اشتُق الكثير من الرموز من الحرف الأول من اسم العنصر، ومنها الهيدروجين H(Hydrogen)، والكربون C (Carbon). وبعض العناصر اشتُقت رموزها من الحرف الأول من اسمها، ولكن بلغة أخرى كالبوتاسيوم K، الذي يعود إلى اسمه اللاتيني (Kalium).

صيغ المركبات يمكن التعبير عن المركبات باستخدام رموز العناصر والأرقام. انظر **الشكل ٢٢** الذي يوضّح كيفية ارتباط ذرتي هيدروجين برابطة تساهمية، لينتج جزيء الهيدروجين الذي يمكن تمثيله بالرمز H_2. ويشير الرقم الذي يُكتب بجانب الرمز من أسفل إلى عدد الذرات. وفي جزيء الهيدروجين H_2 يدلّ الرقم "2" على أنّ هناك ذرتي هيدروجين في الجزيء.



الشكل ٢٢ تبين الصيغ الكيميائية نوع الذرات وعددها في الجزيء حيث يعني الرقم 2 بعد رمز الهيدروجين أنّ هناك ذرتي هيدروجين في الجزيء.



NH_3

الشكل ٢٣ تبين الصيغ الكيميائية نوع الذرات وعددها في الجزيء.

تبين الصيغة الكيميائية للأمونيا NH_3 اتحاد ذرة نيتروجين مع ثلاث ذرات هيدروجين.

أستنتج ما الذي يدل عليه الرقم "٣" في NH_3 ؟

الرقم ٣ يمثل هنا عدد ذرات الهيدروجين في جزيء الأمونيا.

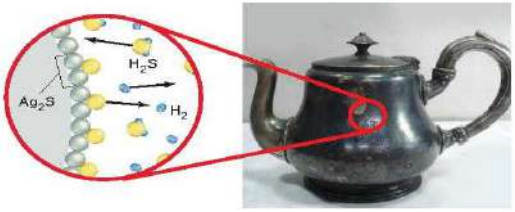
الصيغ الكيميائية تزودنا **الصيغة الكيميائية** Chemical formula بمعلومات عن العناصر التي تكون مركبًا ما، وعدد ذرات كل عنصر في ذلك المركب. وفي حالة وجود أكثر من ذرة للعنصر نفسه فإنّ عدد الذرات يكتب أسفل يمين العنصر، فإذا لم يكن هناك رقم سفلي دلّ ذلك على أن هناك ذرة واحدة من العنصر.

ماذا قرأت؟ ما الصيغة الكيميائية؟ وعلام تدل؟

هي مزيج من الرموز الكيميائية والأعداد التي تبين نوع العناصر الموجودة في الجزيء وعدد ذرات كل عنصر منها.

بعد أن عرفت شيئًا عن كيفية كتابة الصيغ الكيميائية، يمكنك الرجوع إلى المركبات الكيميائية التي درستها، وتوقّع صيغها الكيميائية. يتكون جزيء الماء من ذرة أكسجين وذرتي هيدروجين، ولذلك فإنّ صيغته الكيميائية H_2O. والأمونيا ـ كما في **الشكل ٢٣** ـ مركّب تساهمي يتكوّن من ذرة نيتروجين وثلاث ذرات هيدروجين، فتكون صيغته الكيميائية NH_3.

المادّة السوداء التي تظهر على أواني الفضة ـ كما يظهر في **الشكل ٢٤** ـ مركّب ينتج عن اتحاد ذرتين من الفضة وذرة واحدة من الكبريت. لو عرف الكيميائيون القدماء تركيب المادّة السوداء التي تظهر على الفضة، تُرى كيف كانوا سيكتبون الصيغة الكيميائية لهذا المركّب؟ إنّ الصيغة الحديثة للمركّب الأسود الناتج عن الفضة هي Ag_2S. وهي صيغة تدلّ على أنّه مركّب يتكوّن من ذرتي فضة وذرة كبريت.



الشكل ٢٤ المادة السوداء التي تظهر على أواني الفضة هي كبريتيد الفضة Ag_2S وتبين الصيغة أن ذرتين من الفضة تتحدان مع ذرة من الكبريت.

الخلاصة

أربعة أنواع من الروابط

- الرابطة الأيونية هي قوى الجذب التي تربط بين الأيونات.
- تنشأ الرابطة الفلزية عندما تتجاذب أيونات الفلزات مع الإلكترونات الحرة الحركة.
- تنشأ الرابطة التساهمية عندما تتشارك الذرات بالإلكترونات.
- تنشأ الرابطة التساهمية القطبية عن تشارك غير متساوٍ بالإلكترونات.

الرموز الكيميائية

- يمكن التعبير عن المركبات باستخدام الصيغ الكيميائية.
- تزودنا الصيغة الكيميائية بمعلومات عن العناصر التي تكوّن مركبًا ما، وعدد ذرات كل عنصر في ذلك المركب.

اختبر نفسك

١. **حدّد** استخدم الجدول الدوري لتحدّد إذا كان عنصرا الليثيوم والفلور يكوّنان أيونات سالبة أو موجبة، واكتب الصيغة الناتجة عن اتحادهما.

يكون الليثيوم أيون موجب (Li^+) الفلور يكون أيون سالب (F^-) فيكون المركب الناتج (LiF).

٢. **قارن** بين الروابط القطبية والروابط غير القطبية.

في الرابطة غير القطبية يتم المشاركة بالإلكترونات بالتساوي، بينما في الرابطة القطبية يتم فيها مشاركة الإلكترنات بشكل غير متساو.

٣. **فسّر** كيف يمكن معرفة نسبة العناصر الداخلة في المركّب من خلال الصيغة الكيميائية؟

من خلال الرقم السفلي الذي يكتب بعد الرمز والذي يحدد عدد ذرات كل عنصر.

٤. **التفكير الناقد** للسليكون أربعة إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي، فما الرابطة التي يكونها السليكون مع العناصر الأخرى؟ وضّح ذلك.

رابطة تساهمية حيث يحتاج السليكون إلى اكتساب أو فقد ٤ إلكترونات لتكوين أيونات طاقة كبيرة لذلك فالإلكترونات تتشارك في رابطة تساهمية.

تطبيق المهارات

٥. **توقع** ما أنواع الروابط التي تنشأ بين كل زوجين من الذرات التالية: (الكربون والأكسجين)، (البوتاسيوم والبروم)، (الفلور والفلور).

الكربون والأكسجين: تساهمية.

البوتاسيوم والبروم: أيونية.

الفلور والفلور: تساهمية.

التركيب الذري

سؤال من واقع الحياة

طوّر العلماء نماذج جديدة للذرة مع تطور العلم وحصولهم على معلومات جديدة حول تركيب الذرة. وأنت عند تصميمك نموذجًا خاصًا بك، وبدراستك نماذج زملائك، ستتعرف الكيفية التي يترتب بها كلّ من البروتونات والنيوترونات والإلكترونات في الذرة. فهل يمكن تحديد هوية عنصر ما اعتمادًا على نموذج يوضح ترتيب الإلكترونات، والبروتونات، النيوترونات في ذرته؟ وكيف يمكن لمجموعتك تصميم نموذج لعنصر ما لتتمكّن باقي المجموعات من تعرّفه؟

تصميم نموذج

١. اختر عنصرًا من الدورة ٢ أو ٣ من الجدول الدوري. كيف يمكنك تحديد أعداد البروتونات والإلكترونات والنيوترونات في ذرة ما إذا علمت العدد الكتلي للعنصر؟

٢. كيف يمكنك توضيح الفرق بين البروتونات والنيوترونات؟ وما المواد التي ستستخدمها في تمثيل الإلكترونات؟ وكيف يمكن أن تمثّل النواة؟

٣. كيف يمكنك تصميم نموذج يُمثّل ترتيب الإلكترونات في الذرة؟ وهل سيكون للذرة شحنة؟ وهل من الممكن تعرّف الذرة من عدد بروتوناتها؟

٤. تحقّق من موافقة معلمك على خطة عملك قبل بدء التنفيذ.

الأهداف

- **تصمّم** نموذجًا لعنصر ما.
- **تلاحظ** النماذج التي صممتها ونفذتها المجموعات الأخرى، وتحدّد العناصر التي تم تمثيلها.

المواد والأدوات

- أشرطة مغناطيسية مغطاة بالمطاط
- لوح مغناطيسي
- حلوى مغطاة بالشوكولاتة
- مقص
- ورق
- قلم تخطيط
- قطع نقدية

إجراءات السلامة

تحذير: لا تأكل أيّ طعام داخل المختبر. واغسل يديك جيدًا. وخذ الحذر أثناء استخدام المقص.

استخدام الطرائق العلمية

اختبار النموذج

١. **نَفِّذ** النموذج الذي وضعته، ثم دوِّن ملاحظاتك في دفتر العلوم، بحيث تتضمن رسمًا توضيحيًّا للنموذج.

٢. **نَفِّذ** نموذجًا لعنصر آخر.

٣. **لاحظ** النماذج المختلفة التي صمّمها زملاؤك في الصف، وتعرف العناصر التي تم تمثيلها.

تحليل البيانات

١. **اكتب** العناصر التي تعرّفتها من خلال النماذج التي صمّمها زملاؤك.

٢. **حدّد** أيّ الجسيمات توجد دائمًا في أعداد متساوية في الذرة المتعادلة؟ **البروتونات والإلكترونات.**

٣. **توقع** ما يحدث لشحنة الذرة إذا تحرر منها إلكترون واحد. **تصبح شحنة الذرة موجبة.**

٤. **صف** ما يحدث لشحنة الذرة عند إضافة إلكترونين إليها، وعند إزالة بروتون وإلكترون منها.

تصبح الشحنة سالبة عند إضافة إلكترونين، أما عند إزالة بروتون وإلكترون تظل الشحنة متعادلة لكن ستتغير هوية الذرة.

٥. **قارن** بين نموذجك ونموذج السحابة الإلكترونية للذرة؟

نموذجي ثنائي الأبعاد ويمكن تحديد موقع الإلكترون فيه، أما نموذج السحابة الإلكترونية فهو ثلاثي الأبعاد ولا يمكن تحديد موقع الإلكترون فيه.

الاستنتاج والتطبيق

١. **حدّد** الحدّ الأدنى من المعلومات التي تحتاج إليها لتحديد ذرة عنصر ما.

عدد الإلكترونات أو عدد البروتونات.

٢. **فسّر** إذا صمّمت نموذجًا لنظير (بورون-١٠)، ونموذجًا آخر لنظير (بورون-١١)، فما أوجه الاختلاف بينهما؟

بورون ١٠ يحتوي على ٥ نيوترونات، بينما بورون ١١ يحتوي على ٦ نيوترونات. وكلاهما يحتوي على العدد نفسه من البروتونات =٥، ونفس العدد من الإلكترونات = ٥.

تواصل

بياناتك

قارن بين نموذجك ونماذج زملائك، وناقشهم في الاختلافات التي تلاحظها.

اكتشاف العناصر المشعة

درس العالم هنري بكريل خصائص الأشعة السينية باستخدام بعض المعادن التي تتميز بخاصية التضوّء من خلال تعريضها لأشعة الشمس، ثم استخدام شريحة تصوير فوتوغرافي لملاحظة تأثير الأشعة عليها. وفي أحد أيام شهر فبراير من عام ١٨٩٦م أراد هذا العالِم إعادة التجربة باستخدام بلورات تحتوي على عنصر اليورانيوم تتميز بخاصية التضوّء، ولكن لسوء الحظ كان الجو ملبدًا بالغيوم، فقرر تأجيل التجربة ليوم آخر، ووضَع البلورة والشريحة الفوتوغرافية معًا في وعاء مظلم. ونتيجة لتحسّن الطقس بعد عدة أيام قرر العالِم إعادة التجربة؛ لكنه فوجئ بوجود آثار على شريحة التصوير الفوتوغرافية تدلّ على تعرضها للأشعة من العينة المحتوية على اليورانيوم. وعند إعادة التجربة عدة مرات استنتج العالم بكريل أن اليورانيوم يُصدر أشعة بشكل تلقائي من دون مؤثر خارجي، ومن هنا تم اكتشاف النشاط الإشعاعي للعناصر المشعة.

من استخدامات اليورانيوم السلمية توليد الطاقة الكهربائية باستخدام المفاعلات النووية.

العلوم عبر المواقع الإلكترونية

ارجع إلى المواقع الإلكترونية عبر شبكة الإنترنت.

ابحث عن العناصر المشعّة، وإسهامات العلماء - وخصوصًا العالمة ماري كوري - في اكتشافها. ثم اكتب بحثًا يتضمن استخدامات هذه العناصر، وأهميتها في المجالات المختلفة وبخاصة الطبية منها.

دليل مراجعة الفصل ٥

مراجعة الأفكار الرئيسة

الدرس الأول اتحاد الذرات

١. تترتب الإلكترونات الموجودة في السحابة الإلكترونية للذرة في مستويات الطاقة.

٢. يمكن أن يستوعب كل مستوى طاقة عددًا محددًا من الإلكترونات.

٣. يزودنا الجدول الدوري بقدر كبير من المعلومات عن العناصر.

٤. يزداد عدد الإلكترونات عبر الدورة في الجدول الدوري كلّما انتقلنا من اليسار إلى اليمين.

٥. الغازات النبيلة مستقرّة؛ لأنّ مستوى طاقتها الخارجي مكتمل.

٦. يبين التمثيل النقطي للإلكترونات إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي للذرة.

الدرس الثاني ارتباط العناصر

١. تصبح الذرة مستقرّة باكتساب عدد محدد من الإلكترونات أو بفقدانها أو بالمشاركة بها، بحيث يصبح مستوى طاقتها الخارجي مكتملاً.

٢. تنشأ الرابطة الأيونية بين فلز عندما يفقد إلكترونًا أو أكثر، ولا فلز عندما يكتسب إلكترونًا أو أكثر.

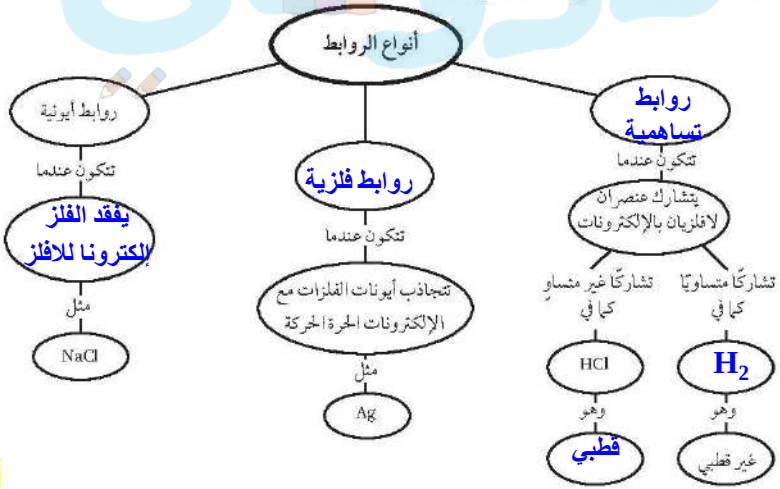
٣. تنشأ الرابطة التساهمية عندما تتشارك ذرتان لا فلزيتان أو أكثر بالإلكترونات.

٤. تنشأ الرابطة التساهمية القطبية عن تشارك غير متساوٍ (غير متجانس) في الإلكترونات.

٥. تزودنا الصيغة الكيميائية بمعلومات عن العناصر التي تكون مركبًا ما، وعدد ذرات كل عنصر في ذلك المركب.

تصور الأفكار الرئيسة

انسخ الخريطة المفاهيمية الآتية التي تتعلق بأنواع الروابط، ثم أكملها:



مراجعة الفصل ٥

استخدام المفردات

قارن بين كل زوجين من المصطلحات الآتية:

١. أيون – جزيء

الأيون هو ذرة مشحونة، بينما الجزيء هو عبارة عن ارتباط ذرتين أو أكثر برابطة تساهمية

٢. جزيء – مركب

الجزيء يتكون من ذرات مرتبطة تساهميًا، أما المركب فهو يتكون من عنصرين أو أكثر مرتبطة إما برابطة تساهمية أو أيونية.

٣. أيون – التمثيل النقطي للإلكترونات

الأيون: يتكون عند فقد أو اكتساب إلكترونات في المستوى الخارجي.

أما التمثيل النقطي للإلكترونات يشير إلى عدد الإلكترونات في المستوى الخارجي للذرة.

٤. الصيغة الكيميائية – الجزيء

الجزيء: يتكون من ذرات ترتبط تساهميا،

الصيغة الكيميائية: مجموعة من الرموز والأعداد التي توضح نوع الذرات وعددها المكونة للجزيء.

٥. الرابطة الأيونية – الرابطة التساهمية

الرابطة الأيونية: تتكون عند اتحاد الأيون الموجب مع الأيون السالب.

أما الرابطة التساهمية: تتكون نتيجة مشاركة ذرتين أو أكثر بعدد معين من الإلكترونات.

٦. السحابة الإلكترونية – التمثيل النقطي للإلكترونات

السحابة الإلكترونية: تبين المناطق التي تحتلها الإلكترونات المتحركة حول النواة.

أما التمثيل النقطي للإلكترونات: فيشير إلى عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي.

٧. الرابطة التساهمية – الرابطة القطبية

الرابطة التساهمية: هي مشاركة ذرتين للإلكترونات المستوى الخارجي حتى يصل التوزيع الإلكتروني لكل ذرة إلى التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل.

أما الرابطة القطبية: فهي نوع من أنواع الروابط التساهمية حيث تتم المشاركة بشكل غير متوازن.

٨. المركب – الصيغة الكيميائية

المركب هو مادةٌ نقية تتكون من عنصرين أو أكثر.

الصيغة الكيميائية تبين العناصر التي تكون مركب ما وعدد ذرات كل عنصر في ذلك المركب.

٩. الرابطة الأيونية – الرابطة الفلزية

الرابطة الأيونية: رابطة تنشأ من التجاذب بين أيون موجب وأيون سالب وهذا التجاذب يربط الأيونات.

الرابطة الفلزية: هي رابطة تنشأ نتيجة التجاذب بين الكترونات المجال الخارجي مع نواة الذرة من جهة ونوى الذرات الأخرى من جهة ثانية داخل الفلز.

دروسي

مراجعة الفصل ٥

تثبيت المفاهيم

اختر رمز الإجابة الصحيحة فيما يأتي:

١٠. أي ممّا يأتي يعد جزيئًا تساهميًّا:

أ. Cl_2 ج. Na

ب. Ne د. Al

١١. ما رقم المجموعة التي لعناصرها مستويات طاقة خارجية مستقرة:

أ. ١ ج. ١٦

ب. ١٣ د. ١٨

١٢. أيّ ممّا يأتي يصف ما يمثّله الرمز Cl^-:

أ. مركب أيوني ج. أيون سالب

ب. جزيء قطبي د. أيون موجب

١٣. أيّ المركبات الآتية غير أيوني:

أ. NaF ج. LiCl

ب. CO د. $MgBr_2$

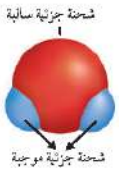
١٤. أي ممّا يأتي ليس صحيحًا فيما يتعلق بجزيء H_2O:

أ. يحوي ذرتي هيدروجين.

ب. يحوي ذرة أكسجين.

ج. مركّب تساهمي قطبي.

د. مركّب أيوني.



١٥. ما الذي يحدث للإلكترونات عند تكوين الرابطة التساهمية القطبية؟

أ. تُفقد.

ب. تُكتسب.

ج. تتشارك فيها الذرات بشكل متساوٍ (متجانس).

د. تتشارك فيها الذرات بشكل غير متساوٍ (غير متجانس).

١٦. ما الوحدة الأساسية لتكوين المركبات التساهمية؟

أ. أيونات ج. جزيئات

ب. أملاح د. أحماض

١٧. ما الذي يدل عليه الرقم ٢ الموجود في الصيغة الكيميائية CO_2؟

أ. أيونَيْ أكسجين $2O^{2-}$ ج. جزيئَيْ CO_2

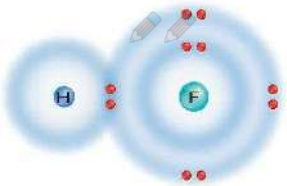
ب. ذرَّتَيْ أكسجين $2O$ د. مركبَيْ CO_2

التفكير الناقد

١٨. وضّح لماذا تكوّن عناصر المجموعتين ١ و ٢ وعناصر المجموعتين ١٦ و ١٧ مركبات كثيرة؟

لأن عناصر المجموعتين ١، ٢ تفقد بسهولة إلكترون أو أكثر، بينما عناصر المجموعتين ١٦، ١٧ تكتسب إلكترون أو أكثر بسهولة.

استعن بالرسم التوضيحي الآتي للإجابة عن السؤالين ١٩ و ٢٠:



١٩. وضح ما نوع الرابطة الكيميائية الموضحة في الرسم؟

رابطة تساهمية حيث يوضح الرسم زوج من الإلكترونات مشترك بين ذرتي الفلور والهيدروجين.

مراجعة الفصل ٥

٢٠. **توقع** هل تشاركت الذرتان بالإلكترونات بصورة متساوية أم غير متساوية؟ وأين تكون الإلكترونات معظم الوقت؟

تشاركت الذرتان بصورة غير متساوية وتقضي الإلكترونات معظم وقتها قرب ذرة الفلور.

٢١. **حلّل** لماذا ينفصل أيونا الصوديوم والكلور أحدهما عن الآخر عندما يذوب ملح الطعام في الماء؟

لأن الأقطاب الموجبة من جزيء الماء القطبي تنجذب نحو أيون الكلور و تدفعه بعيدًا عن المادة الصلبة، كما أن الأقطاب السالبة في جزيء الماء تنجذب نحو أيون الصوديوم وتدفعه بعيدًا عن المادة الصلبة.

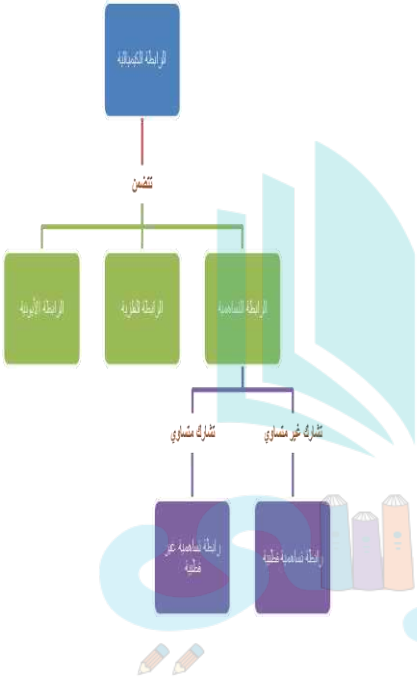
٢٢. **وضح** لماذا تكون درجة غليان الماء أعلى كثيرًا من درجة غليان الجزيئات المشابهة له في الكتلة اعتمادًا على حقيقة كون الماء مركّبًا قطبيًا.

تنجذب الأقطاب السالبة لجزيء الماء نحو الأقطاب الموجبة لجزيئات الماء الأخرى مما يتطلب طاقة إضافية لفصل هذه الجزيئات بعضها عن بعض.

٢٣. **توقع** لدينا مركبان: CuCl و $CuCl_2$، فإذا تحلل كلٌ منهما إلى مكوناته الأصلية؛ النحاس والكلور، فتوقّع أيّ المركبين السابقين يعطي كمية أكبر من النحاس؟ وضّح إجابتك.

سيعطي المركب CuCl كميات أكبر من النحاس؛ لأنه يحتوي على كميات أكبر من المركب الثاني CuCl2.

٢٤. **خريطة مفاهيمية** ارسم خريطة مفاهيمية مبتدئًا بمصطلح "الرابطة الكيميائية"، ومستخدمًا جميع المفردات الواردة في فقرة "استخدام المفردات".



أنشطة تقويم الأداء

٢٥. اعرض صمّم لوحة تعرض فيها خصائص إحدى مجموعات العناصر التي درستها، على أنّ تتضمن التركيب الإلكتروني والتمثيل النقطي للإلكترونات وبعض المركبات التي تكوّنها.

تطبيق الرياضيات

اعتمد على الشكل الآتي للإجابة عن السؤال رقم ٢٦ في دفتر العلوم.

صيغ المركبات

المركب	عدد الذرات الفلزية	عدد الذرات اللافلزية
Cu_2O	٢	١
Al_2S_3	٢	٣
NaF	١	١
$PbCl_4$	١	٤

٢٦. استخدام الجداول املأ العمود الثاني بعدد الذرات الفلزية، والعمود الثالث بعدد الذرات اللافلزية.

تطبيق الرياضيات

٢٧. مستويات الطاقة احسب أقصى عدد من الإلكترونات التي يمكن أن يستوعبها مستوى الطاقة السادس.

أقصى عدد من الإلكترونات = ٢ × ن٢ = ٢ × ٢٦ = ٢ × ٣٦ = ٧٢ إلكترون.