تم تحميل الملف
من موقع حلول

hulul.online

حلول الكتب - اختبارات الكترونية ٠ مراجعات وتدريبات
والمزيد من الملفات التعليمية للمناهج السعودية

رابط الدرس الرقمي

www.ien.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 الموادّ 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.

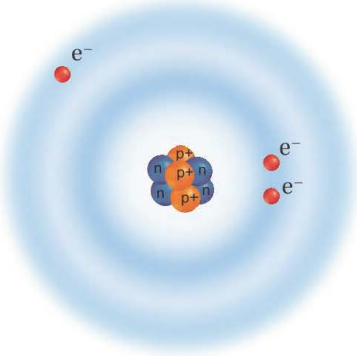
الإلكترونات قد تعتقد أنّ الإلكترونات تشبه إلى حدّ كبير الكواكب التي تدور حول الشمس، ولكنّها في الواقع مختلفة كثيرًا عنها؛ فكما هو مبين في **الشكل ١**، ليس للكواكب شحنة كهربائية، بينما نجد أنّ نواة الذرة موجبة الشحنة، والإلكترونات سالبة الشحنة. كما أنّ الكواكب تتحرّك في مدارات يمكن توقعها، ومعرفة مكان 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.

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

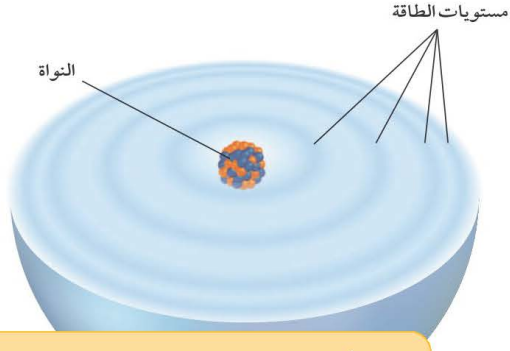
إنّ عدد الإلكترونات وترتيبها في سحابة الذرة الإلكترونية مسؤولان عن الكثير من الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعنصر.

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

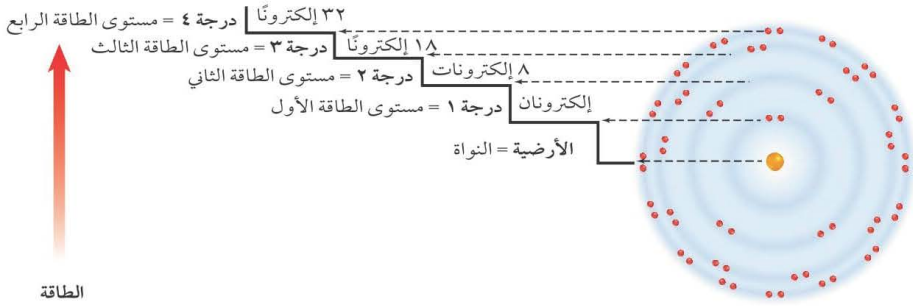
حلول الإلكتروني أون لاين
hululonline



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



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

يستخدم الجدول الدوري المعلومات حول [illegible] 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.

dgta الدلتا أونلاين deltaonline

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 مستقرًّا.

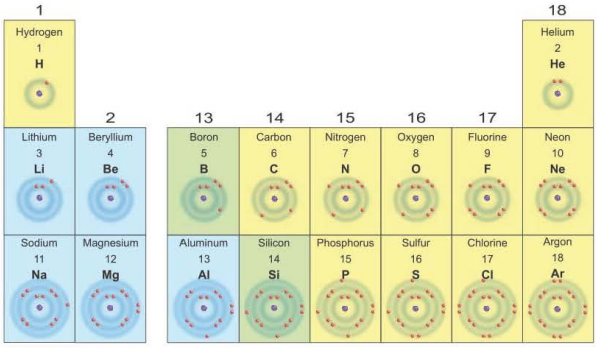
ماذا قرأت؟ ماذا تسمّى صفوف العناصر في الجدول الدوري؟

تسمى الدورات

تبدأ الدورة الثانية بعنصر [illegible] لاثة 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

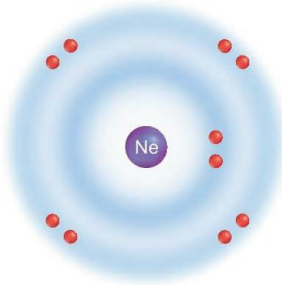
العالم العربي أحمد زويل هو أستاذ في الكيمياء والفيزياء ويعمل مديرًا لمختبر العلوم الجزيئية في معهد كاليفورنيا التقني. حاز أحمد زويل على جائزة نوبل في الكيمياء في عام ١٩٩٩م. وقد تمكن العالم زويل وفريق عمله من استخدام الليزر في ملاحظة وتسجيل تكوّن الروابط الكيميائية وكسرها.

حلول الكتب الدراسية hulul online

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 أن أفراد العائلات البشرية متشابهون في الشكل والسمات نجد كذلك أن 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.

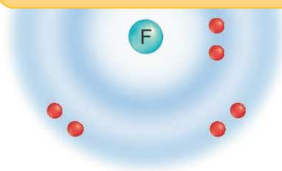


الشكل ٦ الغازات النبيلة عناصر مستقرّة؛ لأنّ مستوى طاقتها الخارجي مكتمل، أو لأنّ لها توزيعًا إلكترونيًّا مستقرًّا من ثمانية إلكترونات، مثل عنصر النيون، كما في الشكل.

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.

حلول الحلول أون لاين hulul online

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.

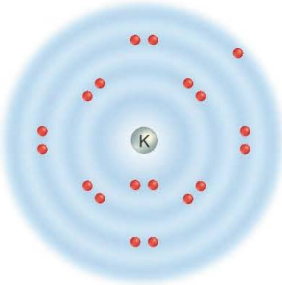


الشكل ٧ لعنصر الفلور الهالوجيني سبعة إلكترونات في مستوى طاقته الخارجي.
حدّد ماعدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي لعنصر البروم الهالوجيني؟

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.

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؟ [illegible] تفسير الجدول الدوري لإيجاد ما تع[illegible]

الأكسجين

تحديد المشكلة

عناصر المجموعة الواحدة في الجد[illegible] 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؟

المجموعة ١٤

حل 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.

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

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 - السيلينوم

حلول الحلول أون لاين hulul online

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 يُبيّن 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.

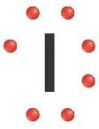
تمثيل الإلكترونات بالنقاط كيف تعرف عدد النقاط التي يجب رسمها بالنسبة إلى عناصر المجموعات ١ - ٢ و١٣ - ١٨؟ يمكنك الرجوع إلى الجدول الدوري الجزئي في **الشكل ٥**، وستلاحظ أنّ عناصر المجموعة الأولى لها إلكترون واحد في مستويات طاقاتها الخارجية، وعناصر المجموعة الثانية تصل إلى عناصر المجموعة ١٨ التي لها ثمانية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

عدد الإلكترونات الخارجية متساوي

وتكتب النقاط في صورة أزواج على الجهات الأربع لرمز العنصر، بوضع نقطة فوق الرمز ثم عن يمينه ثم أسفل الرمز ثم عن يساره، وبعد ذلك نضع نقطة مفردة 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.

يمتلك كل عنصر إلكترون واحد يزيد عن العنصر الذي يسبقه

تحتوي ذرة النيتروجين على خمسة إلكترونات في مستوى طاقتها الخارجي.



سبعة إلكترونات في مستوى طاقتها الخارجي.

لأن هذه الإلكترونات تحدد كيفية تفاعل العنصر

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

اشرح لماذا نوضح إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي فقط؟

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؟

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

الجامعة الافتراضية السورية
Syrian Virtual University

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

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

النيتروجين يمتلك ٥ إلكترون أما البروم فيمتلك ٧ إلكترونات

الإلكترونات في مجال الطاقة الثاني

لأن كلما اتجهنا لأسفل المجموعة يزداد مستوى طاقة جديد

الدرس

البناء الذري

- 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.

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

٢. **حل** ما عدد إلكترونات مستوى الطاقة الأول والثاني لذرة الأكسجين؟

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

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

تطبيق الرياضيات

٥. **حلّ المعادلة بخطوة واحدة** يمكنك حساب الحدّ الأقصى للإلكترونات التي يستوعبها أيّ مستوى طاقة باستخدام الصيغة التالية: $2n^2$ حيث تمثّل "ن" رقم مستوى الطاقة. حسب أقصى عدد من الإلكترونات يمكن أن يوجد كل مستوى من مستويات الطاقة الخمسة الأولى.

عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الأول = ٢*١ = ٢ إلكترون

عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الثاني = ٢* ٢^٢ = ٨إلكترون

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

الحلول الحلول
hulul.online