دولة ليبيا
وزارة التعليم
مركز المناهج التعليمية والبحوث التربوية

الكيمياء

للسنة الأولى من مرحلة التعليم الثانوي

الدرس الثالث

المدرسة الليبية بفرنسا ـ تور

العام الدراسي:
1441 - 1442 هـ . 2020 - 2021 م

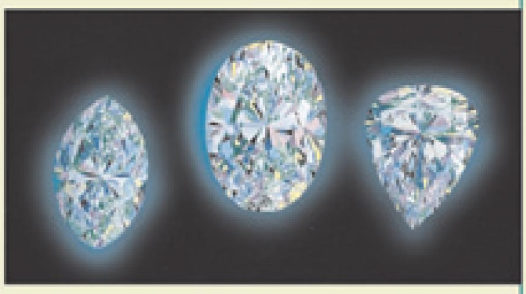
جميع الحقوق محفوظة لـ مركز المناهج التعليمية والبحوث التربوية ـ ليبيا

الوحدة

3

الترابط والبنية

Bonding and Structure



يوجد في بلورة الماس بلايين من ذرات الكربون مرتبطة مع بعضها مكونة جزيئًا واحدًا ضخمًا وعملاقا.

أهداف التعلم

بعد الانتهاء من دراسة هذه الوحدة، سوف تكون قادرًا على أن:

- ✔ **تصف** تكوين الأيونات عن طريق فقد / اكتساب إلكترونات للحصول على التشكيل الإلكتروني (لغاز خامل).
- ✔ **تصف** تكوين الروابط الأيونية بين الفلزات واللافلزات، مثل كلوريد الصوديوم ($NaCl$)، وكلوريد الكالسيوم ($CaCl_2$)، وأكسيد البوتاسيوم (K_2O).
- ✔ **تذكر** أن المواد الأيونية تتكون من شبكات كبيرة تتماسك فيها الأيونات المختلفة مع بعضها عن طريق الجذب الإلكتروستاتيكي مثل شبكة كلوريد الصوديوم.
- ✔ **تستنتج** صيغة مركب أيوني ثنائي من مخطط لبنية شبكته.
- ✔ **تصف** تكوين الروابط التساهمية بمشاركة زوج من الإلكترونات لتكتسب التشكيل الإلكتروني لغاز خامل.
- ✔ **تصف** مستخدمًا "مخططات النقط و X"، تكوين روابط تساهمية بين العناصر اللافلزية مثل H_2، O_2، H_2O، CH_4، CO_2
- ✔ **تقارن** تركيب المواد الجزيئية والمواد ذات الجزيئات الضخمة كالماس والجرافيت.
- ✔ **تصف** الفلزات كشبكة للأيونات الموجبة في بحر من الإلكترونات.
- ✔ **تربط** التوصيل الكهربائي للفلزات بحركية الإلكترونات في البنية.
- ✔ **تتنبأ** بالخواص الفيزيائية (بما في ذلك الخاصية الكهربية) للمركبات الأيونية، وتربط تلك الخواص ببنيتها وترابطها.
- ✔ **تتنبأ** بالخواص الفيزيائية للمركبات التساهمية، وتربط تلك الخواص بتركيبها وترابطها.

جميع الحقوق محفوظة لـ مركز المناهج التعليمية والبحوث التربوية ـ ليبيا

3-1 ماذا يقصد بالترابط والبنية؟ What are Bonding and Structure?

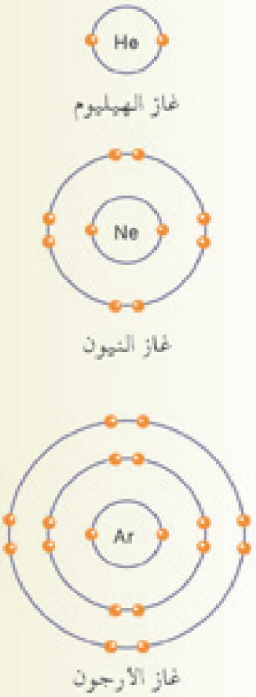
تعرفنا في الوحدة الرابعة على ترتيب البروتونات، والنيوترونات، والإلكترونات في الذرات. ويعتبر توزيع الإلكترونات، وخصوصًا **إلكترونات التكافؤ**، هو المسئول عن عملية الترابط. **الترابط** هو طريقة انضمام الذرات معًا واتحادها مع بعضها البعض. ويسمى ترتيب الجسيمات الناتجة **البنية**.

من المهم، عند دراسة الترابط، أن نتذكر النقاط التالية:

1- تشترك في عملية الترابط إلكترونات التكافؤ الموجودة في الغلاف الخارجي الأبعد عن النواة. أما الأغلفة الداخلية المكتملة فلا تشترك في هذه العملية.

2- تهدف كل ذرة إلى بلوغ تركيب الغاز النبيل، حتى تكون مستقرة.

3- أقصى عدد للإلكترونات في الغلاف الأول 2 ويسمى **بالثنائي**.
أقصى عدد للإلكترونات في الغلاف الثاني ثمانية ويسمى **بالثماني**.
وأقصى عدد في الغلاف الثالث 18. ولكن تبدأ الإلكترونات في العديد من العناصر، في ملء الغلاف الرابع عند وجود ثمانية إلكترونات في الغلاف الثالث.



غاز الهيليوم
غاز النيون
غاز الأرجون

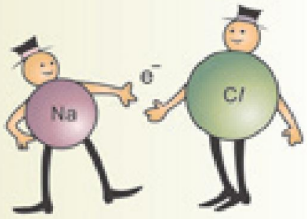
شكل 3-1 تركيبات غاز نبيل

3-2 الأيونات والروابط الأيونية: انتقال الإلكترونات Ions and Ionic Bonds: The Transfer of Electrons

تتحد الذرات معًا في هذا النوع من الترابط **بانتقال الإلكترونات** من ذرة لأخرى.

ويتضمن ذلك إما فقد أو اكتساب إلكترونات، مما يتسبب في تكوين **الأيونات**. والأيونات جسيمات مشحونة بشحنات موجبة أو سالبة، وتتماسك معًا عن طريق **الجذب الإلكتروستاتيكي**.

ولفهم ذلك النوع من الترابط، نتناول كلوريد الصوديوم باعتباره مادة شائعة، تعرف بملح الطعام، وهي ضرورية للحياة وتعتبر عديمة الضرر رغم تكونها من عنصرين هما الصوديوم المتفجر في الهواء، والكلور السام للغاية. كيف يكوّن هذان العنصران الخطيران عند اتحادهما ملح الطعام، المركب غير المؤذي والمفيد للغاية؟



ذرة الصوديوم ذرة شديدة الفاعلية نظرًا لتوزيعها الإلكتروني (التشكيل) 2، 8، 1. وتحتوي على إلكترون تكافؤ واحد في غلافها الثالث، ممسوك على نحو غير محكم حيث يعتبر الأبعد عن قوة جذب النواة موجبة الشحنة. وعند فقد هذا الإلكترون، يصبح للصوديوم غلافًا خارجيًا ثابتًا ومكتملًا يسمى **ثماني**. ويتكون أيون صوديوم موجب الشحنة، حيث فقد إلكترونًا سالب الشحنة (يحتوي أيون الصوديوم على 11 بروتونًا، و 10 إلكترونات فقط).

الشحنة على أيون الصوديوم:

الشحنة على 11 بروتون	= 11+
الشحنة على 10 إلكترون	= 10-
الشحنة الكلية	1+

$$Na \rightarrow Na^{+} + e^{-}$$
$$2,8,1 \qquad 2,8$$

جميع الحقوق محفوظة لـ مركز المناهج التعليمية والبحوث التربوية ليبيا

ويسهل التشكيل الإلكتروني لذرة الكلور 2، 8، 7 على ذرة الصوديوم عملية فقد إلكترونها الخارجي. فالتشكيل الإلكتروني للكلور هو 2، 8، 7 حيث يبحث الكلور عن إلكترون لتكملة غلافه الثالث، حتى يكوّن غلافًا ثمانيًا مستقرًا. تجذب نواة الكلور إلكترونًا من ذرة الصوديوم، ويصبح الكلور أيون كلوريد سالب الشحنة (لأنه يحتوي الآن على 17 بروتونًا فقط، و 18 إلكترونًا).

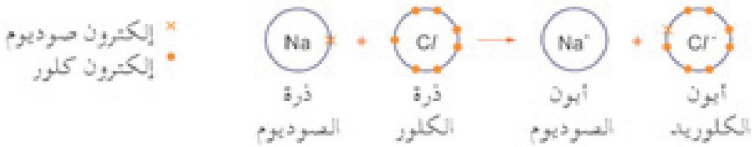
$$Cl + e^- \rightarrow Cl^-$$

2، 8، 7 2، 8، 8

الشحنة على أيون الكلوريد:

الشحنة على 17 بروتون	= +17
الشحنة على 18 إلكترون	= -18
الشحنة الكلية	-1

يمكننا عمومًا تمثيل ذلك باستخدام **مخطط النقط و x** لإيضاح الإلكترونات في الذرات المختلفة (شكل **2-3**).



شكل 2-3 مخطط باستخدام النقط و x لتوضيح تفاعل ذرات الصوديوم والكلور (الأغلفة الثالثة فقط هي المبينة).

تتكون الروابط الأيونية بنفس الطريقة في كل من المركبات المبينة في جدول 1.

المركب	تكوين الأيون
فلوريد البوتاسيوم (KF)	K + F → K^+ + F^-
كلوريد الليثيوم (LiCl)	Li + Cl → Li^+ + Cl^-
أكسيد الماغنسيوم (MgO)	Mg + O → Mg^{2+} + O^{2-} (فقد 2 إلكترون)
كلوريد الكالسيوم ($CaCl_2$)	Ca + 2Cl → Ca^{2+} + 2Cl^-
أكسيد البوتاسيوم (K_2O)	2K + O → 2K^+ + O^{2-} (اكتسب 2 إلكترون)

جدول 1 مخططات النقاط و x لبعض المركبات الأيونية (إلكترونات التكافؤ فقط هي المبينة)

اختبر فهمك 1

(1) كم عدد الإلكترونات التي تفقدها ذرة البوتاسيوم لتكوين الأيون K^+؟

(2) كم عدد الإلكترونات التي تكتسبها ذرة الكلور عند تكوين الأيون Cl^-؟

(3) ما صيغة كلوريد البوتاسيوم؟

(4) كم عدد الإلكترونات التي تفقدها ذرة الكالسيوم لتكوين الأيون Ca^{2+}؟

(5) كم عدد الإلكترونات التي تكتسبها ذرة الأكسجين لتكوين الأيون O^{2-}؟

(6) ما صيغة أكسيد الكالسيوم؟

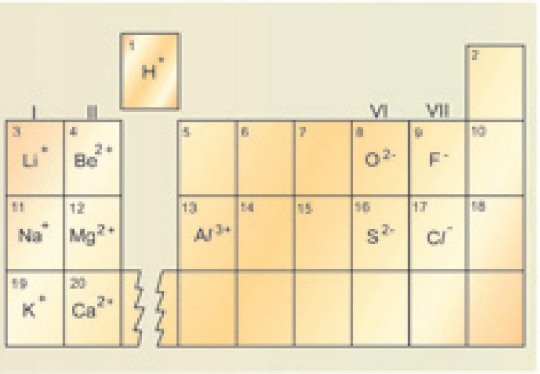
(7) ما صيغة كلوريد الماغنسيوم؟

(8) ما اسم الأيون الذي يتكون عندما تفقد الذرة ثلاثة إلكترونات؟

جميع الحقوق محفوظة لـ مركز المناهج التعليمية والبحوث التربوية ـ ليبيا

الرابطة الأيونية هي السائدة بين فلزات المجموعتين I، II في الجدول الدوري، وبين اللافلزات في المجموعتين VI، VII. أما مجموعات وسط الجدول الدوري فتحتوي على إلكترونات عديدة في أغلفتها الخارجية لتكوين أيونات، ويتطلب ذلك طاقة كبيرة لفقد أو اكتساب ثلاثة أو أربعة إلكترونات. يعتبر أيون الألومنيوم Al^{3+} استثناءً، ولكنه يبين أيضًا بعض الخواص التساهمية

ويبين شكل 3-3 الأيونات التي تكونها العشرون عنصرًا الأولى في الجدول الدوري.



شكل 3-3 بعض أيونات العشرون عنصرًا الأولى

جميع الحقوق محفوظة لـ مركز المناهج التعليمية والبحوث التربوية ليبيا