تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج العُمانية

*للحصول على أوراق عمل لجميع الصفوف وجميع المواد اضغط هنا

https://almanahj.com/om

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف التاسع اضغط هنا

https://almanahj.com/om/9

* للحصول على جميع أوراق الصف التاسع في مادة كيمياء ولجميع الفصول, اضغط هنا

https://almanahj.com/om/9chemistry

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف التاسع في مادة كيمياء الخاصة بـ الفصل الأول اضغط هنا

https://almanahj.com/om/9chemistry1

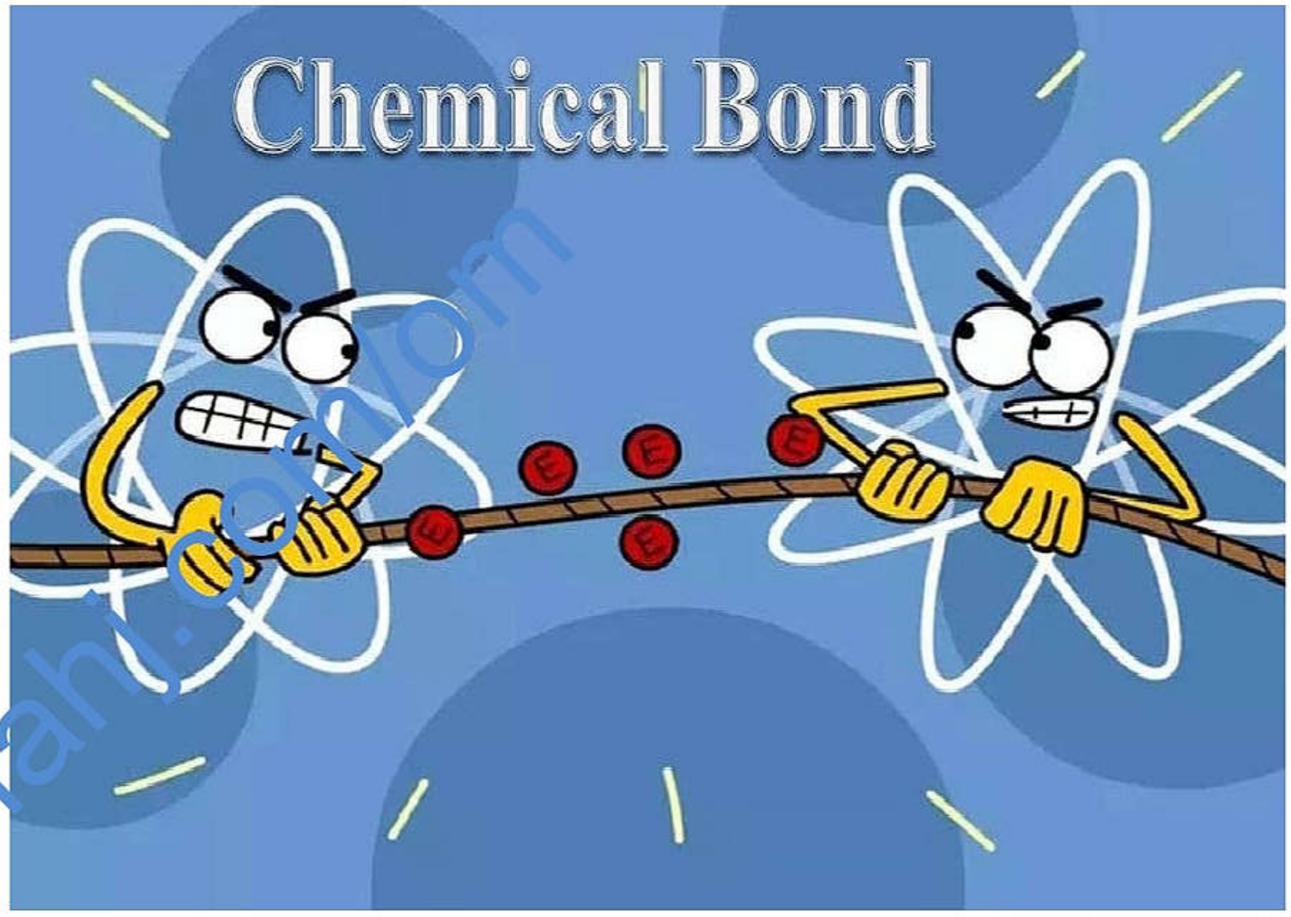
* لتحميل كتب جميع المواد في جميع الفصول للـ الصف التاسع اضغط هنا

https://almanahj.com/om/grade9

* لتحميل جميع ملفات المدرس حنان القطيطية اضغط هنا

للتحدث إلى بوت على تلغرام: اضغط هنا

https://t.me/omcourse_bot



عنوان الدرس:-
(1-4) الروابط الكيميائية وأهميتها

almanahj.com

مادة الكيمياء للصف التاسع الأساسي

إعداد :- أ/ حنان القطيطية

المركبات حولنا

لو نظرنا إلى العالم حولنا سنجد الكثير من المركبات المختلفة والمتنوعة

بعض المركبات نافعه وبعضها ضارة

بعض المركبات سامة وبعضها قابلة للانفجار ..... وهكذا تتنوع خصائص المركبات

من الأمثلة على بعض المركبات التي نتعامل معها في حياتنا

الماء - ملح الطعام - السكر – ثاني أكسيد الكربون ..... والكثير الكثير من المركبات ولكن يا ترى كيف تكونت هذه المركبات

تكونت بسبب الترابط الكيميائي الذي يحدث بين العناصر المختلفة

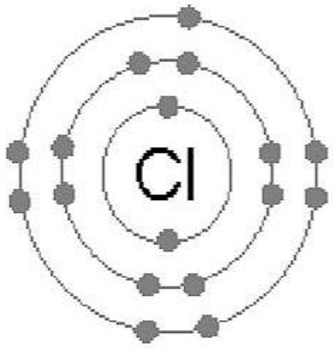
مثل الماء ينتج من ارتباط ذرتي هيدروجين مع ذرة أكسجين – كلوريد الصوديوم ينتج من ارتباط ذرة صوديوم مع ذرة كلور وهكذا .....

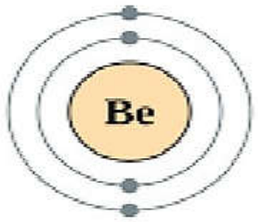
ما هي أنواع الروابط حولنا يا ترى

almanahi.com/om

كيف يحدث الترابط الكيميائي؟

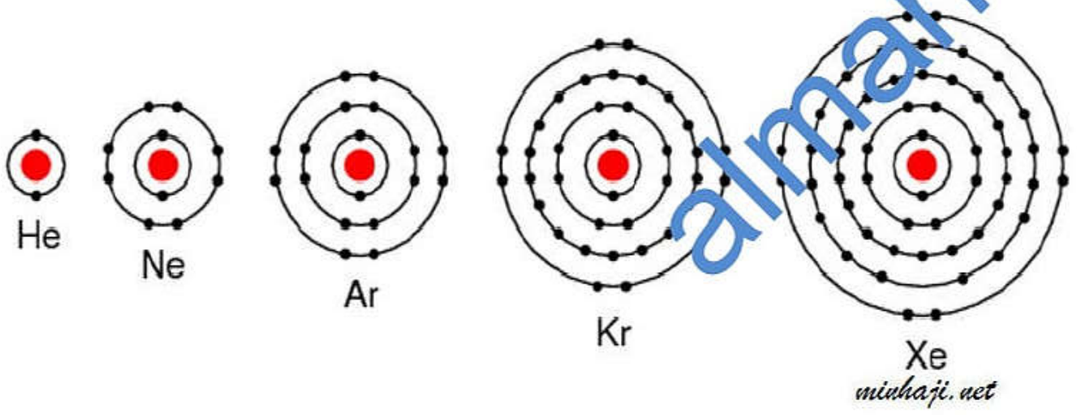
- يحدث الترابط عن طريق الالكترونات الخارجية وهي الالكترونات في المستوى الأخير .
- الذرات الغير مستقرة والتي يكون مستوى الطاقة الأخير لديها غير ممتلئ بالإلكترونات هي التي ترتبط لتكون روابط كيميائية .
- عناصر المجموعة الثامنة وتكون مستقرة لذلك هي غير نشطة كيميائيا أي لا تحتاج تكوين روابط ومركبات كيميائية .





بيريليوم:4

2,2



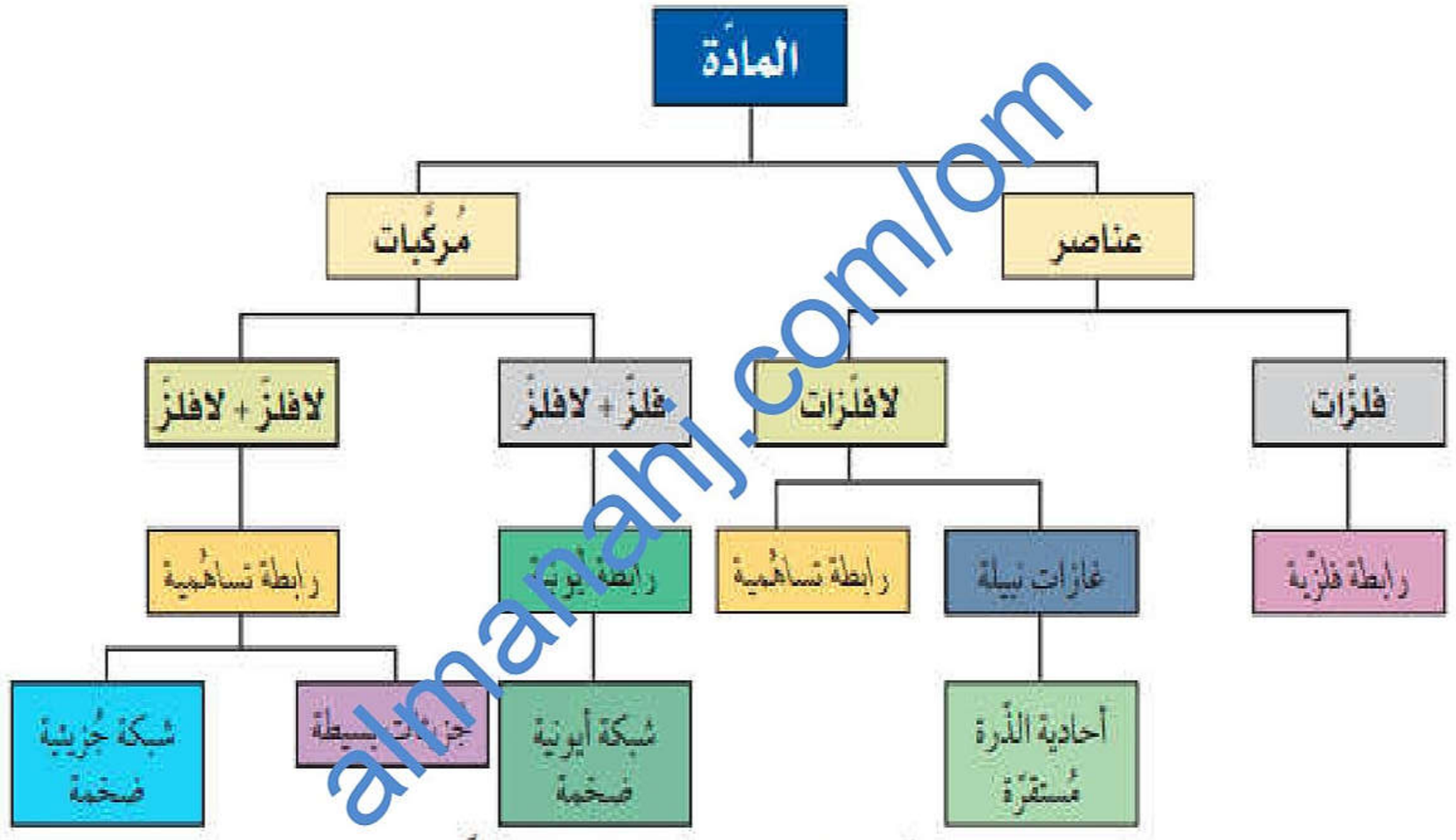
almanahj.com/om

أسباب ارتباط الذرات مع بعضها

الوصول إلى التركيب الالكتروني الأكثر استقرارا
أي تصبح مستويات الطاقة الخارجية ممتلئة بالإلكترونات
وبالتالي يصبح التركيب الالكتروني للعنصر مماثل للتركيب الالكتروني للغاز النبيل الأقرب إليها في الجدول الدوري في الدورة نفسها أو في الدورة التي تسبقها مباشرة .

- بعض العناصر لا توجد في الطبيعة بشكل منفرد مثل غاز الأكسجين وغاز الهيدروجين وغاز النيتروجين وغيرها الكثير ...
- توجد هذه العناصر على هيئة جزيئات ثنائية الذرة وذلك لتكون أكثر استقرارا H_2 O_2 N_2.

amanahi.com/om



الشكل ٤ـ١ ملخّص عام للروابط في العناصر والمُركّبات

almanahj.com/om

الفرق بين الرابطة الأيونية والرابطة التساهمية

الرابطة الأيونية	الرابطة التساهمية
ترتبط فيه ذرات فلز مع ذرات لا فلز (فلز – لافلز)	ترتبط ذرات لا فلزية فقط (لافلز – لافلز)
يحدث فيها انتقال الكترونات من ذرة إلى أخرى	تحدث فيها عملية المشاركة بالإلكترونات بين الذرات
تنتج فيها أيونات (ارتباط بين أيون موجب وأيون سالب)	لا تنتج فيها أيونات
توجد بين الأيونات قوى كهروستاتيكية شديدة	توجد بين العناصر قوى كهروستاتيكية ضعيفة
تتكون شبكات أيونية ضخمة في البلورات الصلبة.	قد تؤدي إلى تكوين شبكات تساهمية ضخمة .

هيا بنا نلعب هذه اللعبة التعليمية لنقارن بين الرابطة الأيونية والرابطة التساهمية
https://wordwall.net/ar/resource/868901/%D8%A7%D9%84%D8%B1%D8%A7%D8%A8%D8%B7%D8%A9-%D8%A7%D9%84%D8%A3%D9%8A%D9%88%D9%86%D9%8A%D8%A9-%D9%88%D8%A7%D9%84%D8%AA%D8%B3%D8%A7%D9%87%D9%85%D9%8A%D8%A9

almanahi.com

الرابطة الأيونية

- كيف تتكون الرابطة الأيونية ؟.

1- تحدث بين الفلزّات واللافلزّات

2- تحدث عملية انتقال الإلكترونات من ذرّة إلى أخرى.
حيث تؤدّي هذه العملية إلى تشكّل أيونات موجبة (كاتيونات) وأخرى سالبة (أنيونات).

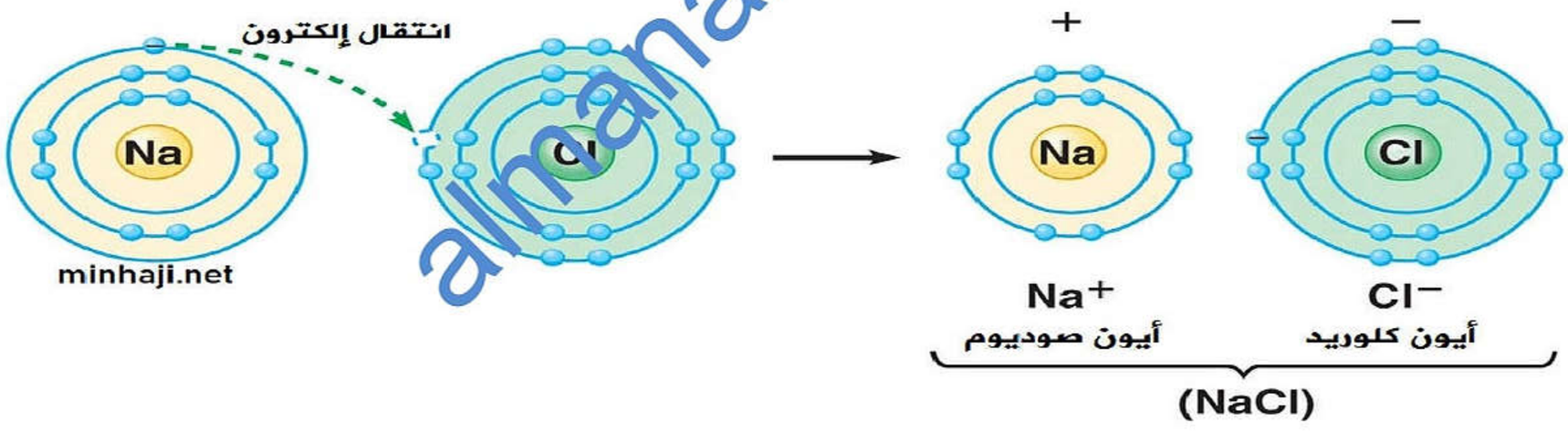
3- تترابط تلك الأيونات المشحونة بشحنات مُتعاكِسة بفضل قوى التجاذُب القائمة بينها.

almanahj.com/om

ملاحظة :-

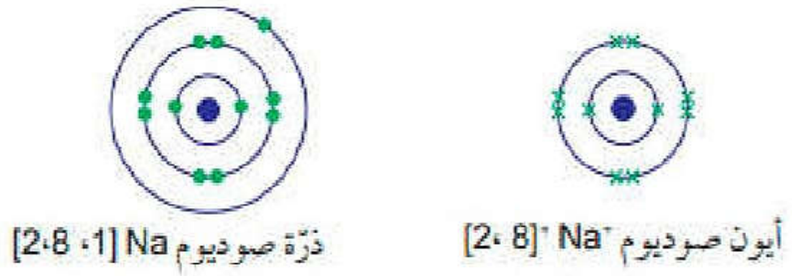
- الذرة التي تفقد الكترون تكون أيون موجب يسمى كاتيون (لأن عدد البروتونات فيها يصبح أكبر من عدد الإلكترونات.

- الذرة التي تكتسب الكترون تكون أيون سالب يسمى أنيون (لأن عدد الإلكترونات فيها يصبح أكبر من عدد البروتونات.

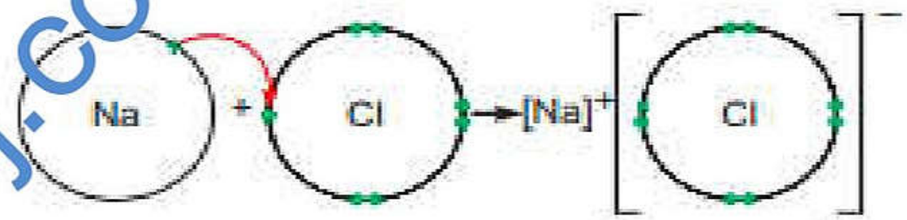


almanahj.com/om

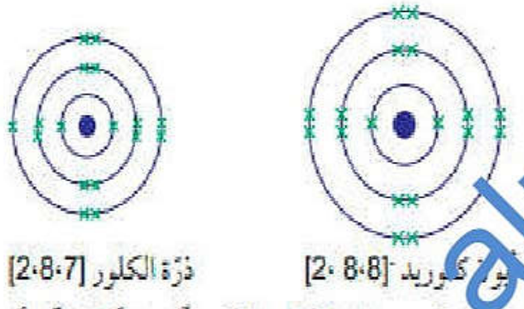
توضيح:- عندما تفقد الذرة أو تكتسب الكترون يصبح تركيبها الإلكتروني مشابه لتركيب الغاز النبيل القريب منها.



الشكل ٤ـ٢ تفقد ذرّة الصوديوم إلكترونًا لتكوّن أيون صوديوم



الشكل ٤ـ٤ انتقال الإلكترون من ذرّة الصوديوم إلى ذرّة الكلور لتكوين كلوريد الصوديوم



الشكل ٤ـ٣ تكسب ذرّة الكلور إلكترونًا واحدًا لتكوّن أيون كلوريد

almanahj.com/om

-بعض الذرات تكون أيونات ثنائية أو أيونات ثلاثية على حسب عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة في الذرة.

- الفلزات تفقد الكترونات واللافلزات تكتسب الكترونات للوصول إلى الاستقرار.

- ننظر إلى عدد الالكترونات في المستوى الأخير في الذرة لمعرفة هل يمكن أن تفقد أو تكتب الكترونات.

- إذا كان في المستوى الأخير (1 أو 2 أو 3) الكترونات فإن الذرة تفقد الكترونات وتكون أيون موجب كاتيون.

- إذا كان في المستوى الأخير (7 أو 6)الكترونات فإن الذرة تكتسب الكترونات وتكون أيون سالب أنيون .

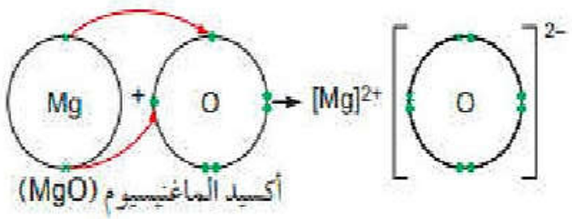
- الذرة التي تفقد الكترونات تكون أيون موجب لأن عدد الشحنات الموجبة فيها يصبح أكبر من عدد الشحنات السالبة .

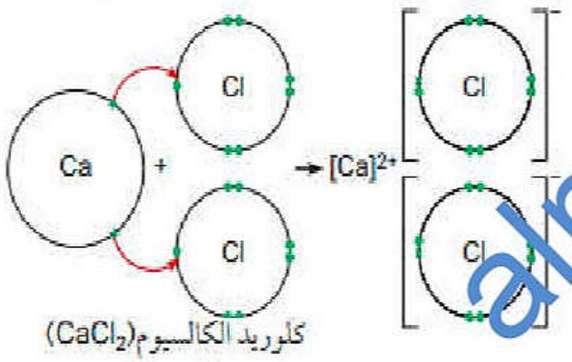
- الذرة التي تكتسب الكترونات تكون أيون سالب لأن عدد الشحنات السالبة فيها يصبح أكبر من عدد الشحنات الموجبة.

almanahj.com/om

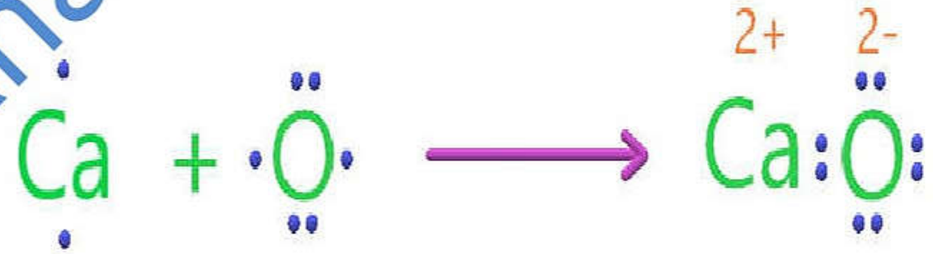
العبي معي تلميذتي المجتهدة هذه اللعبة للتعرف على الرابطة الأيونية وكيف تتكون

https://wordwall.net/ar/resource/4801760/%D8%A7%D9%84%D8%B1%D8%A7%D8%A8%D8%B7%D8%A9-%D8%A7%D9%84%D8%A3%D9%8A%D9%88%D9%86%D9%8A%D8%A9





الشكل ٤ـ٥ مُخطّطات تُبيّن تشكُّل الروابط الأيونية في كل من أكسيد الماغنيسيوم وكلوريد الكالسيوم.



almanahj.com/om

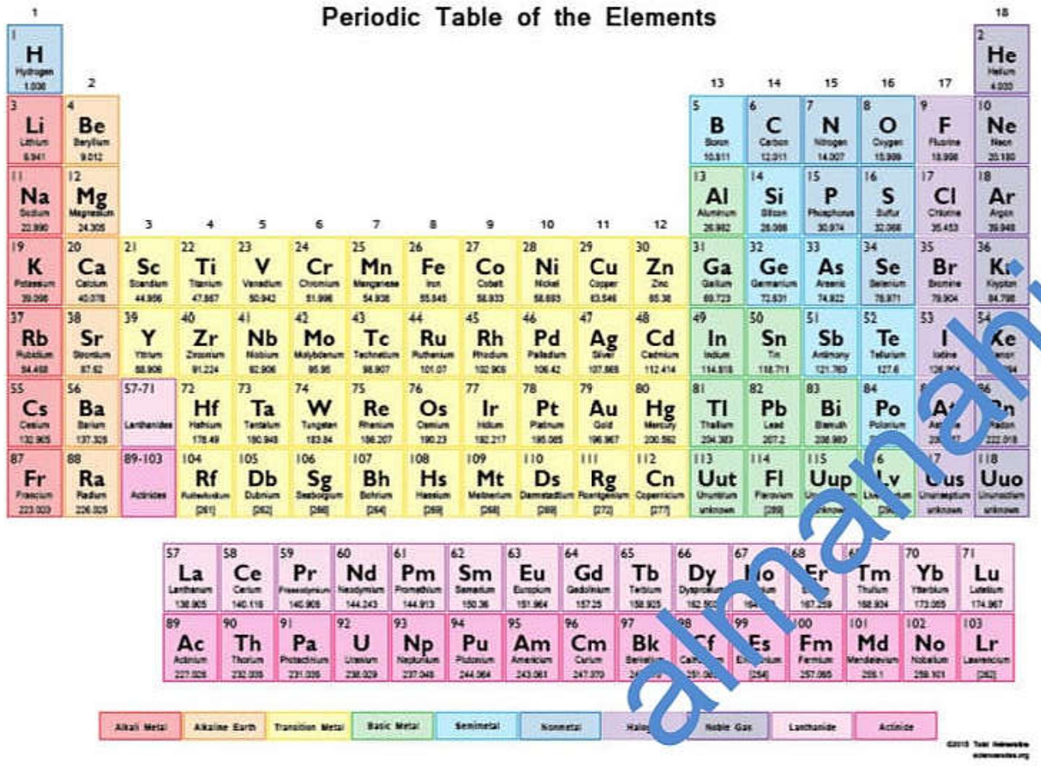
ملاحظات هامة

الرابطة الأيونية

- تفقد ذرّات الفلزّ إلكتروناتها الخارجية لتكوّن أيونات موجبة (كاتيونات Cations).
- يكون عدد الشحنات الموجبة على أيون الفلزّ مُساويًا لعدد الإلكترونات المفقودة.
- تكسب ذرّات اللافلزّات الإلكترونات لتصبح أيونات سالبة (أنيونات Anions)، وكذلك يكسب الهيدروجين الإلكترونات مكونًا أيون هيدريد (H^-).
- يكون عدد الشحنات السالبة على أيون اللافلزّ مساويًا لعدد الإلكترونات المُكتَسبة.
- في كلتا الحالتين، تمتلك الأيونات المُتكوِّنة ترتيبًا إلكترونيًا أكثر استقرارًا. ويكون هذا الترتيب في العادة مُشابهًا لترتيب ذرّات الغاز النبيل الأقرب إلى العُنصر.
- تتشكَّل الروابط الأيونية نتيجة التجاذُب الشديد بين الأيونات ذات الشحنات المُتعاكسة.

almanahj.com/om

الأيونات من الجدول الدوري

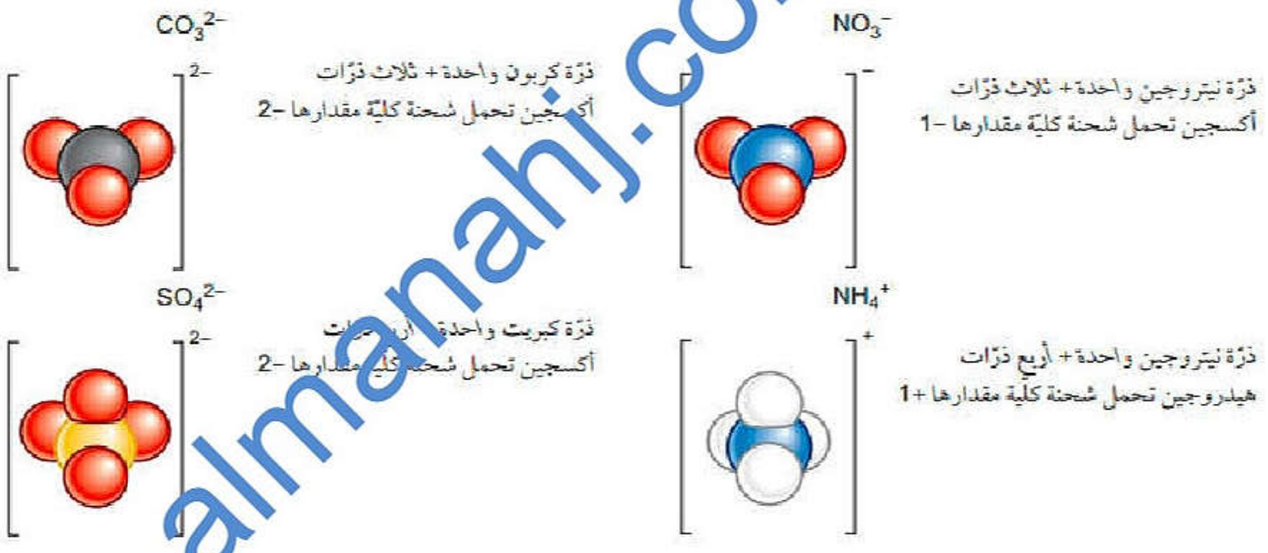


- عناصر المجموعة الأولى تكون أيونات موجب 1(+1)
- عناصر المجموعة الثانية تكون أيون موجب2 (+2)
- عناصر المجموعة الثالثة تكون أيون موجب 3(+3)
- عناصر المجموعة السابعة تكون أيون سالب 1(-1)
- عناصر المجموعة السادسة تكون أيون سالب2 (-2)

almanahj.com/om

المجموعات الأيونية

- **أحيانا يكون الأيون السالب أو الأيون الموجب في المركب الأيوني يحتوي على مجموعة من الذرات التي ترتبط معا برابطة تساهمية .**



الشكل ٤ـ٦ ثلاثة أمثلة على مجموعات أيونية تحمل شحنة سالبة ومثال على مجموعة أيونية تحمل شحنة موجبة

almanahj.com/om

التكافؤ*	أيونات الفلزّات البسيطة (+)	أيونات اللافلزّات البسيطة		المجموعات الأيونية	
		(+)	(−)	(+)	(−)
1	صوديوم، Na^+	البروتون (كاتيون الهيدروجين) H^+**	هيدريد، H^-	أمونيوم، NH_4^+	هيدروكسيد، OH^-
	بوتاسيوم، K^+		كلوريد، Cl^-		نترات، NO_3^-
	فضّة، Ag^+		بروميد، Br^-		كربونات هيدروجينية، HCO_3^-
	نحاس (I)، Cu^+		يوديد، I^-		
2	ماغنيسيوم، Mg^{2+}		أكسيد، O^{2-}		كبريتات، SO_4^{2-}
	كالسيوم، Ca^{2+}		كبريتيد، S^{2-}		كربونات، CO_3^{2-}
	خارصين، Zn^{2+}				
	حديد (II)، Fe^{2+}				
	نحاس (II)، Cu^{2+}				
3	ألومنيوم، Al^{3+}		نيتريد، N^{3-}		فوسفات، PO_4^{3-}
	حديد (III)، Fe^{3+}				

* التكافؤ هو عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة

** هذا الأيون، على عكس باقي الأيونات، غير موجود عملياً، في الحالة الحرّة.

الجدول ٤ـ١ بعض الأيونات البسيطة والمجموعات الأيونية الشائعة

almanahj.com/om

تم بحمد الله

almanahj.com/om