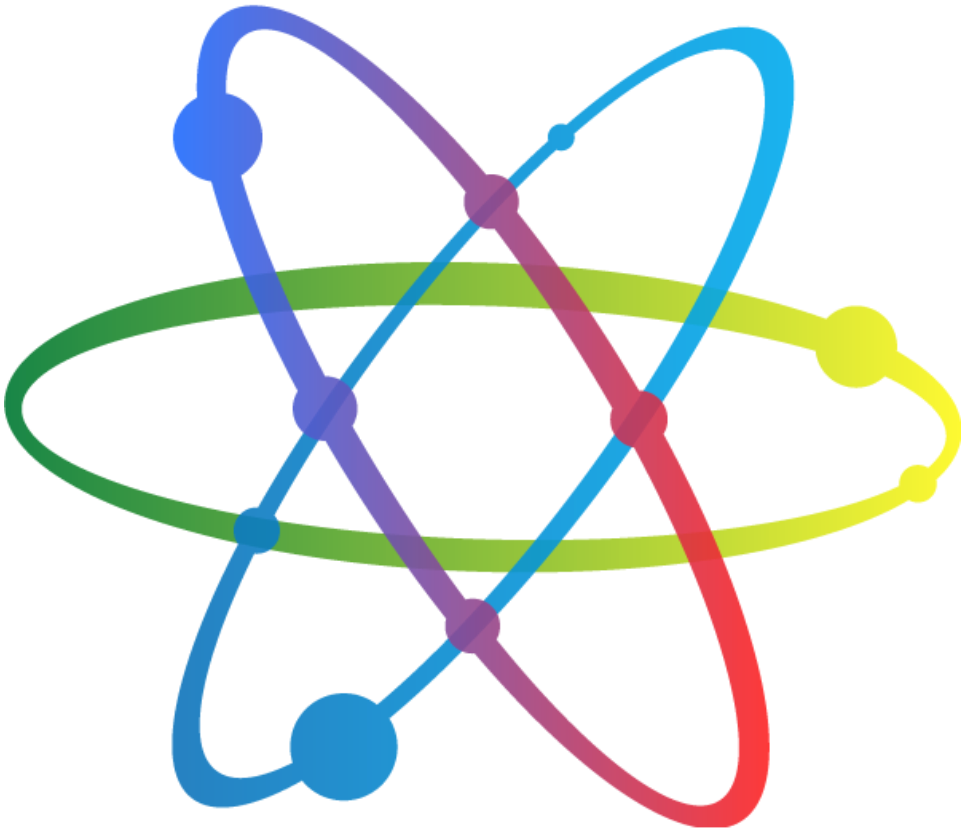
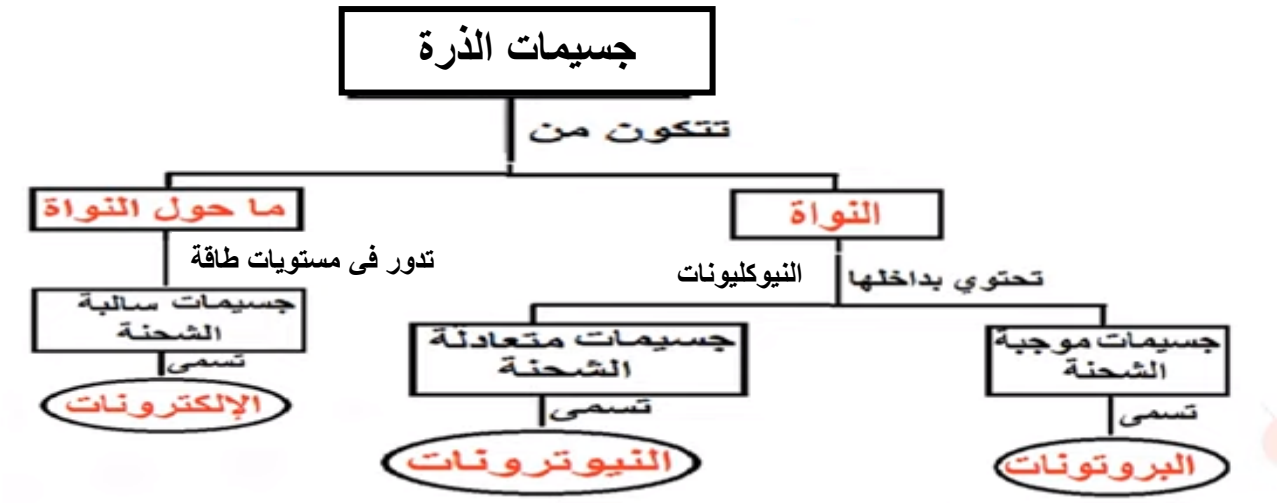
2024-2025

الصف التاسع

الوحدة الأولى

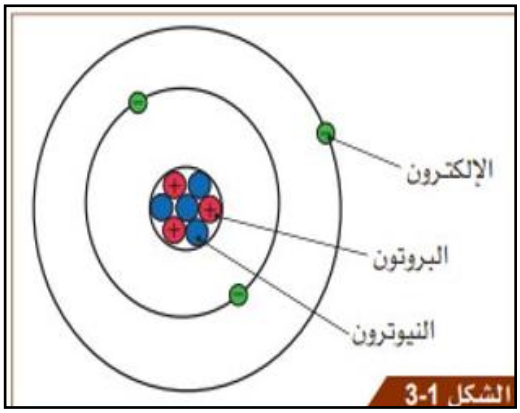
التركيب الذري والصيغ والروابط الكيميائية





لماذا تكون الذرة متعادلة كهربائيا"؟

لأن عدد الشحنات الموجبة داخل النواة (البروتونات) يساوي عدد الشحنات السالبة خارج النواة (الألكترونات).



الشكل 3-1

لماذا نستخدم نماذج التركيب الذري بدلا من مراقبة الذرة الحقيقية؟

لأن الذرة صغيرة جداً ولا يمكننا رؤية ما بداخلها بالعين .

أين تتركز كتلة الذرة؟

في النواة لأنها تحتوي على البروتونات والنيترونات.

العدد الذري:-

هو عدد البروتونات أو عدد الألكترونات في الذرة رمزه **Z** ويكتب أسفل يسار رمز العنصر.

العدد الكتلي:-

هومجموع عدد البروتونات و عدد النيترونات في الذرة رمزه **A** ويكتب أعلى يسار رمز العنصر.

كيف تحسب عدد النيترونات في الذرة؟

عدد النيترونات = العدد الكتلي – العدد الذري

إعداد المعلمة / سلوى عبد الحميد
55047797

$^{12}_{6}C$

عدد كتلي A ← 12

عدد ذري Z ← 6

n= عدد كتلي -P

أكمل الجدول الآتي:

الذرّة	العدد الذرّي Z	العدد الكتلي A	عدد البروتونات	عدد الإلكترونات	عدد النيوترونات
$^{12}_{6}C$					
$^{39}_{19}K$					
$^{27}_{13}Al$					
$^{40}_{18}Ar$					
$^{19}_{9}F$					
$^{1}_{1}H$					

ملاحظة هامة :-

- جميع ذرات العنصر الواحد تمتلك نفس العدد الذري لأنها تمتلك نفس عدد البروتونات والألكترونات ولكن يمكن أن تختلف في العدد الكتلي لاختلاف عدد النيترونات .
- عندما تفقد الذرة الكترونات تسمى أيوناً .
- تحتوي الذرة وأيونها على نفس عدد البروتونات والنيترونات ولكن عدد مختلف من الاألكترونات .

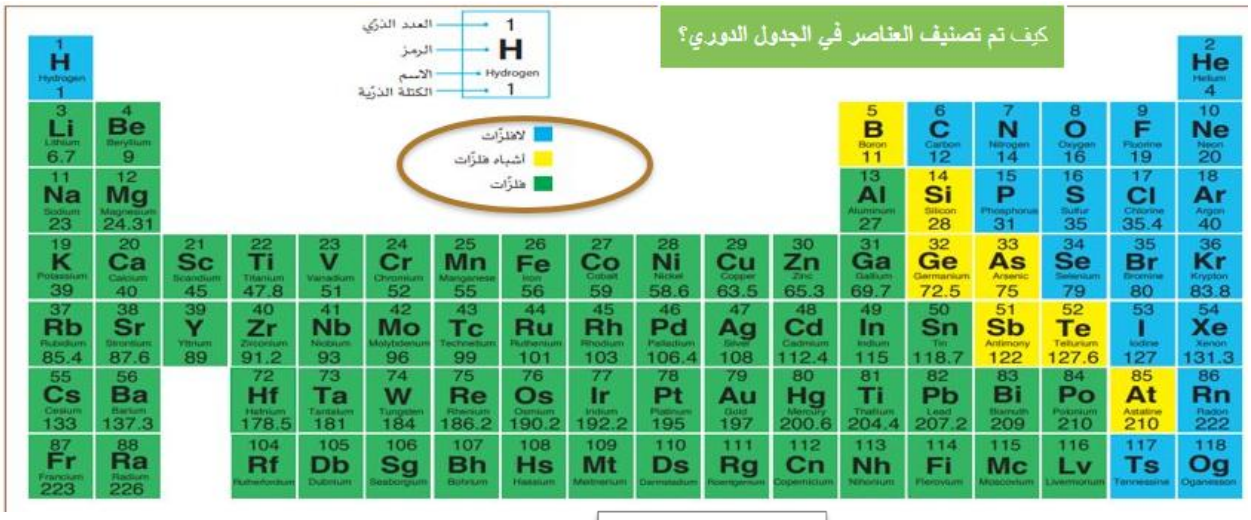
كيف تحسب عدد الألكترونات في الأيون Mg^{2+} ؟

أيون المغنسيوم هو ذرة فقدت الكترونين 12-2 = 10

لذا يحتوي أيون المغنسيوم على 10 الكترونات .

إعداد المعلمة / سلوى عبد الحميد
55047797

الدرس1-2 كيف تصنف العناصر وتحدد الصيغ الكيميائية ؟



يتكون الجدول الدوري من

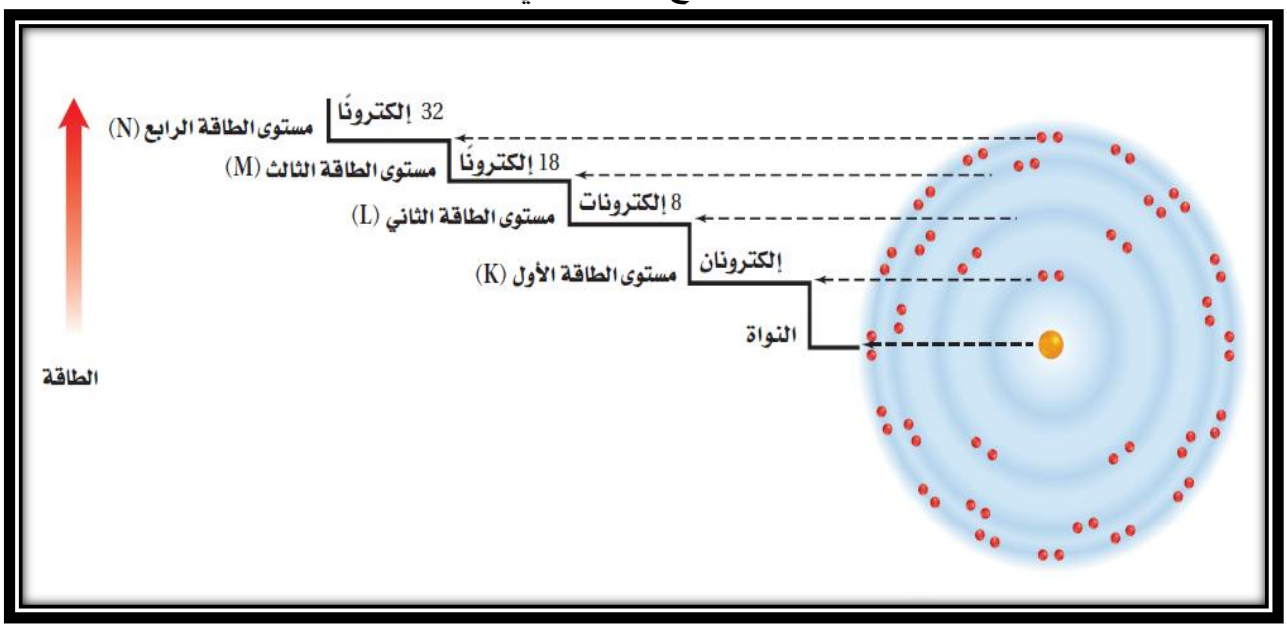
صفوف	أعمدة
تسمى دورات وعددها 7 يحدد عدد مستويات الطاقة رقم الدورة	تسمى مجموعات وعددها 18 يحدد عدد الكترونات مستوى الطاقة الخارجي (الكترونات التكافؤ) رقم المجموعة

- تحتوي الدورة الأولى على عنصرين
- تحتوي الدورة الثانية والثالثة على ثمانية عناصر.
- ترتب العناصر في الجدول الدوري حسب الزيادة في العدد الذري حيث يزداد عدد البروتونات أو الألكترونات بمقدار واحد كلما اتجهنا من اليسارإلى اليمين.
- تقع الفلزات إلى يسار الجدول الدوري والافلزات إلى يمينه وتفصل بينهم أشباه الفلزات.
- أشباه الفلزات هي عناصر لها خصائص الفلزات واللافلزات.

رقم المجموعة	1	2	13	14	15	16	17	18
عدد إلكترونات التكافؤ	1	2	3	4	5	6	7	8 ماعدا الهيليوم

إعداد المعلمة / سلوى عبد الحميد
55047797

التوزيع الألكتروني



عدد الألكترونات التي يتسع لها كل مستوى يحدد من العلاقة $2n^2$

ما هي الغازات النبيلة؟

هي عناصر المجموعة 18 وهي مستقرة كيميائيا لأنها تمتلك مستويات خارجية ممتلئة كليا بالألكترونات.

- عناصر المجموعات 1،2،3 تصل إلى حالة الاستقرار من خلال فقد الإلكترونات وتصبح أيونات موجبة.
- عناصر المجموعات 15،16،17 تصل إلى حالة الأستقرار من خلال اكتساب الإلكترونات وتصبح أيونات سالبة.
- عناصر المجوعة 18 لها مستويات خارجية ممتلئة لذا يكون التكافؤ يساوي 0 .

إعداد المعلمة / سلوى عبد الحميد
55047797

الأيون الموجب والأيون السالب:-

الأيونات :- هي ذرات فقدت أو اكتسبت الكترونا واحداً أو أكثر.

تبحث الالكترونات عن الاستقرار وذلك بتحقيق قاعدة الثمانية أي (أن يكون في المدار الأخير 8 الكترونات)

حيث تفقد الكترونات أو تكتسب أو تشارك لتصل للاستقرار كي تشبه عناصر المجموعة 18 (الغازات النبيلة)

1. كيف يمكننا معرفة عدد الالكترونات التي ستفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرة للوصول للاستقرار؟

نقوم بالتوزيع الالكتروني

ننظر لعدد الالكترونات في المدار الأخير والتي تسمى ب إلكترونات التكافؤ

نحسب كم عدد الالكترونات التي تفقدها الذرة او تكتسبها او تشارك بها لتحقيق قاعدة الثمانية وتسمى ب تكافؤ العنصر

نتبع القواعد التالية : في حالة فقد الذرة للإلكترونات وتكوين الأيون الموجب

1. اذا احتوى المدار الأخير على (1 أو 9) يجب أن تفقد الذرة إلكترون وتسمى عند فقدها الالكترون أيون موجب ويكتب في أعلى يمين العنصر شحنه + أو 1+ X^{+1}
2. اذا احتوى المدار الأخير على (2 أو 10) يجب أن تفقد الذرة إلكترونين وتسمى عند فقدها الالكترونين أيون موجب ويكتب في أعلى يمين العنصر شحنه 2+ X^{+2} حيث يدل رقم 2 على عدد الالكترونات المفقودة
3. اذا احتوى المدار الأخير على (3) يجب أن تفقد الذرة 3 الكترونات وتسمى عند فقدها 3 الكترونات أيون موجب ويكتب في أعلى يمين العنصر شحنه 3+ X^{+3} حيث يدل رقم 3 على عدد الالكترونات المفقودة

نتبع القواعد التالية: في حالة اكتساب الذرة للإلكترونات وتكوين الأيون السالب

1. اذا احتوى المدار الأخير على (7) يجب أن تكتسب الذرة إلكترون وتسمى عند اكتسابها الالكترون أيون سالب ويكتب في أعلى يمين العنصر شحنه - أو 1- X^{-1}
2. اذا احتوى المدار الأخير على (6) يجب أن تكتسب الذرة إلكترونين وتسمى عند اكتسابها الالكترونين أيون سالب ويكتب في أعلى يمين العنصر شحنة X^{-2} حيث يدل رقم 2 على عدد الالكترونات المكتسبة
3. اذا احتوى المدار الأخير على (5) يجب أن تكتسب الذرة 3 الكترونات وتسمى عند اكتسابها 3 الكترونات أيون سالب ويكتب في أعلى يمين العنصر شحنة X^{-3} حيث يدل رقم 3 على عدد الالكترونات المكتسبة

إعداد المعلمة / سلوى عبد الحميد
55047797

الصيغ الكيميائية :-

لكتابة الصيغة الكيميائية نتبع الخطوات التالية

1. نقوم بالتوزيع الالكتروني للعناصر حسب القاعدة X:2,8,18,32
2. نكتب العنصر الذي يفقد جهة اليسار و العنصر الذي يكتسب جهة اليمين X Y
3. نكتب أسفل كل عنصر التكافؤ

X Y

عدد الالكترونات التي يكتسبها عدد الالكترونات التي يفقدها

4 . نعمل ضرب تبادلي

X × Y

عدد الالكترونات التي يكتسبها عدد الالكترونات التي يفقدها

5نكتب الصيغة

مثال : اكتبي الصيغة الكيميائية لمركب أكسيد الألمونيوم اذا علمتي أن الالمونيوم $_{13}Al$ و الأكسجين $_{8}O$

نتبع الخطوات

1. نقوم بالتوزيع الالكتروني للعناصر حسب القاعدة X:2,8,18,32

Al:2,8,3

O:2,6

2. نكتب العنصر الذي يفقد جهة اليسار (الفلز) و العنصر الذي يكتسب جهة اليمين (اللافلز):

Al O

3. نكتب أسفل كل عنصر التكافؤ

Al O

3 2

4 . نعمل ضرب تبادلي

Al × O

3 2

5نكتب الصيغة Al_2O_3

ملحوظة :- يشتق اسم بعض الأيونات من اسم العنصر مضافا"إليه المقطع يد مثل :-

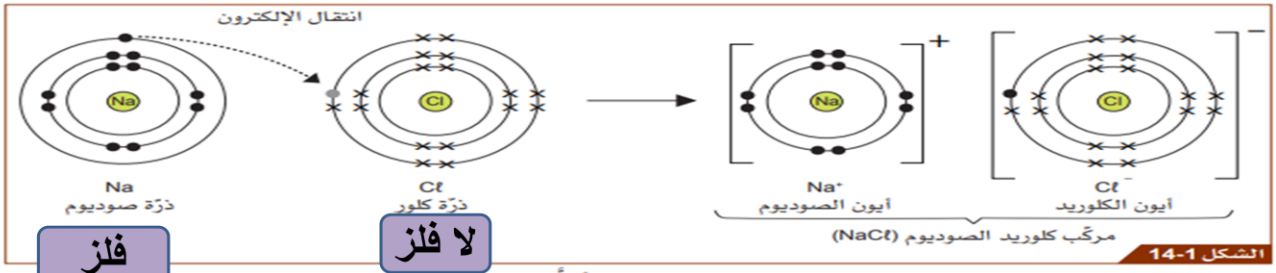
أكسجين ⟵ أكسيد

فسفور ⟵ فوسفيد

كلور ⟵ كلوريد

إعداد المعلمة / سلوى عبد الحميد
55047797

الدرس1-3 كيف تتكون الروابط الأيونية؟



شرح التمثيل النقطي للإلكترونات لمُركّب كلوريد الصوديوم.

صف ما حدث لذرة الصوديوم بعد التفاعل ؟

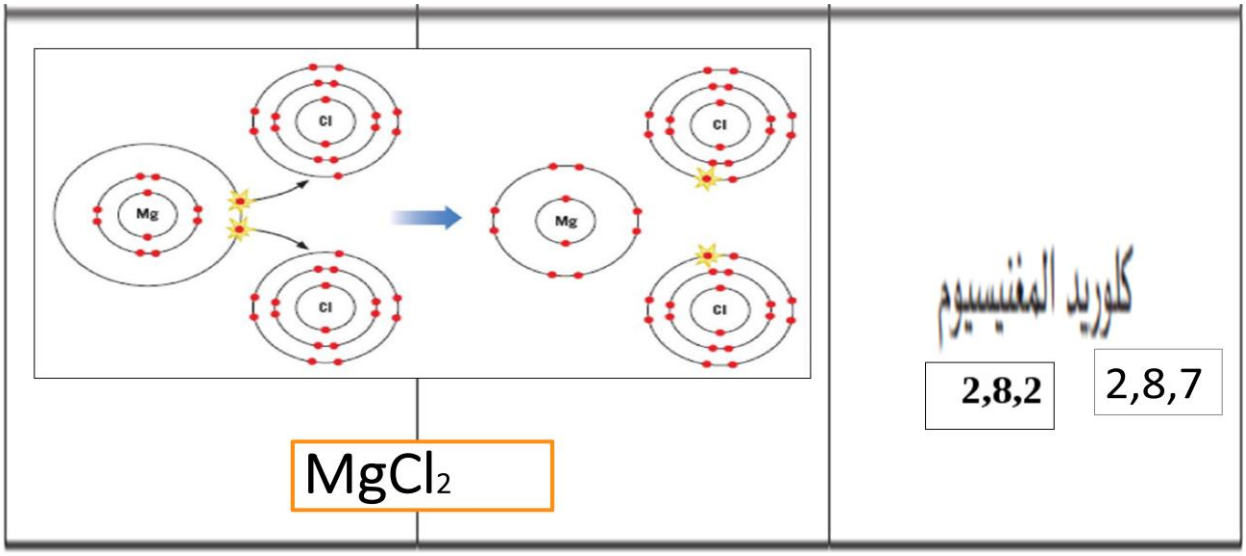
فقدت إلكترون وأصبحت أيون موجب Na^{1+}

صف ما حدث لذرة الكلور بعد التفاعل ؟

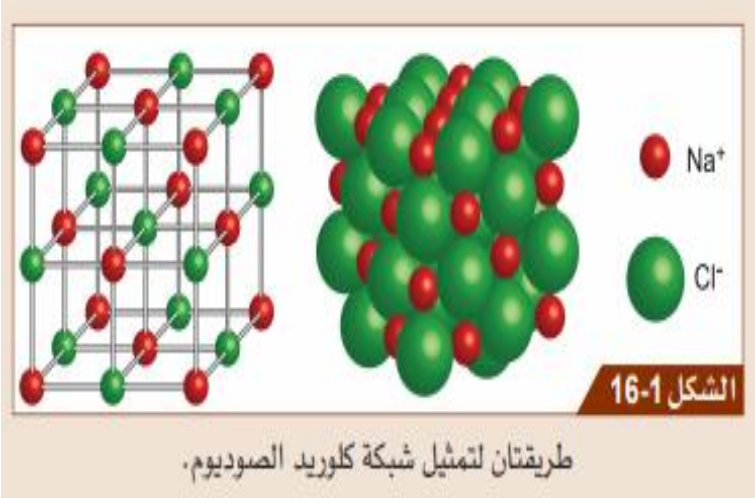
اكتسبت الإلكترون المفقود من الصوديوم وأصبحت أيون سالب Cl^{1-}

الرابطة الايونية : تتكون عند انتقال ألكترون واحد أو أكثر من ذرة فلز إلى ذرة لافلز فينشأ تجاذب بين الأيونات الموجبة الشحنة والأيونات السالبة الشحنة يسمى تجاذب كهربائي ساكن (الكتروستاتيكي)

فلز ايون موجب (يفقد) + **لا فلز ايون سالب(يكسب)** ← **مركب ايوني**



إعداد المعلمة / سلوى عبد الحميد
55047797



طريقتان لتمثيل شبكة كلوريد الصوديوم.

تحتوي الشبكة البلورية العملاقة على عدد غير محدود من الأيونات تترتب فيه بشكل منتظم (مكعب الشكل). وكلما زاد عدد الأيونات زاد حجم البلورة.

في الشكل التالي تشكل أيونات الصوديوم والكلوريد في مركب كلوريد الصوديوم شبكة بلورية عملاقة وتكون البلورة مكعبة الشكل لأن الأيونات تشكل روابط على شكل مكعب ، تحيط أيونات الصوديوم الموجبة بأيونات الكلور السالبة والعكس.

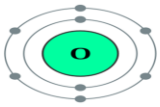
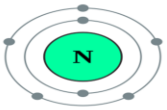
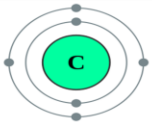
مثال :- أكسيد الكالسيوم

	أكسيد الكالسيوم
الصيغة الكيميائية	Ca O 2 2 CaO 2,8,8,2 2,6
نوع الرابطة	ايونية
تمثيل نقطيّ للإلكترونات، يُبيّن الرابطة في مركب أكسيد الكالسيوم	2+ 2-
رسم تخطيطيّ لشبكة أكسيد الكالسيوم البلوريّة	

إعداد المعلمة / سلوى عبد الحميد
55047797

الدرس1-4 كيف تتكون الروابط التساهمية؟

لافلز (أيون سالب) + لافلز (أيون سالب) ← مركب تساهمي

العنصر	التوزيع الإلكترونيّ	التمثيل النقطيّ للإلكترونات	التكافؤ	عدد الروابط التي يكوّنها العنصر
$^{1}_{1}H$	1		1	1
$^{16}_{8}O$	2,6		2	2
$^{14}_{7}N$	2,5		3	3
$^{12}_{6}C$	2,4		4	4

- يكوّن الهيدروجين رابطة تساهُمية أحاديّة، ويكوّن الأكسجين رابطتَين تساهميّتَين (مثلًا يمكن أن يكوّن الأكسجين رابطة تساهمية ثنائية كما في جُزيء غاز الأكسجين O_2 أو رابطتَين تساهميّتَين أحاديّتَين كما في جُزيء الماء H_2O)، ويكوّن النيتروجين ثلاث روابط تساهمية (مثلًا يمكن أن يكوّن النيتروجين رابطة تساهمية ثلاثية كما في جُزيء غاز النيتروجين N_2، أو ثلاث روابط تساهمية أحادية كما في جُزيء الأمونيا NH_3)، ويكوّن الكربون أربع روابط تساهُمية أحادية.

إعداد المعلمة / سلوى عبد الحميد
55047797

- الرابطة التساهمية هي رابطةٌ تنشأ بين ذرَّات العناصر اللافلزية من خلال المشاركة بزوجٍ أو أكثر من إلكترونات التكافؤ.

أنواع الروابط التساهمية

أحادية	ثنائية	ثلاثية
تتشارك الذرتان بزوج من الإلكترونات	تتشارك الذرتان بزوجين من الإلكترونات	تتشارك الذرتان بثلاثة أزواج من الإلكترونات

أمثلة :-

- جزئ **الهيدروجين** :- رابطة تساهمية أحادية
- جزئ **الماء**:- رابطتان تساهميتان أحاديتان.
- جزئ **الأمونيا** :- ثلاث روابط تساهمية أحادية

أمثلة :-

- جزئ **الأكسجين** :- رابطة تساهمية ثنائية
- جزئ **ثاني أكسيد الكربون**:- رابطتان تساهميتان ثنائيتان

أمثلة :-

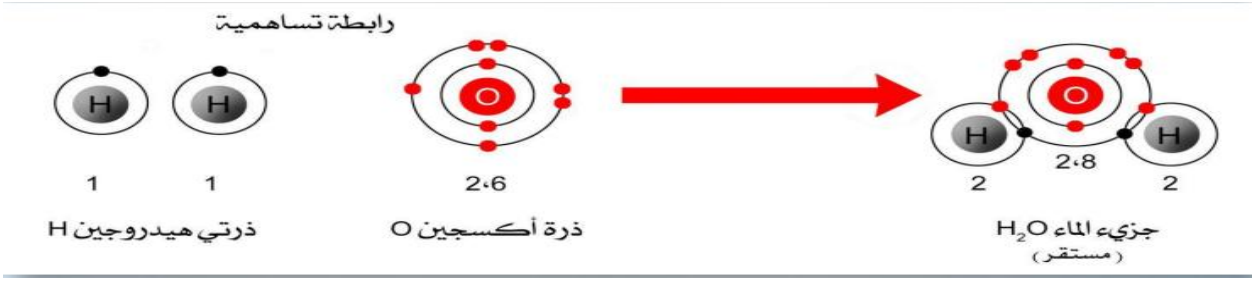
- جزئ **النيتروجين** :- رابطة تساهمية ثلاثية

مثال :-جزئ الهيدروجين

رابطة تساهمية أحادية

مثال :-جزئ الماء

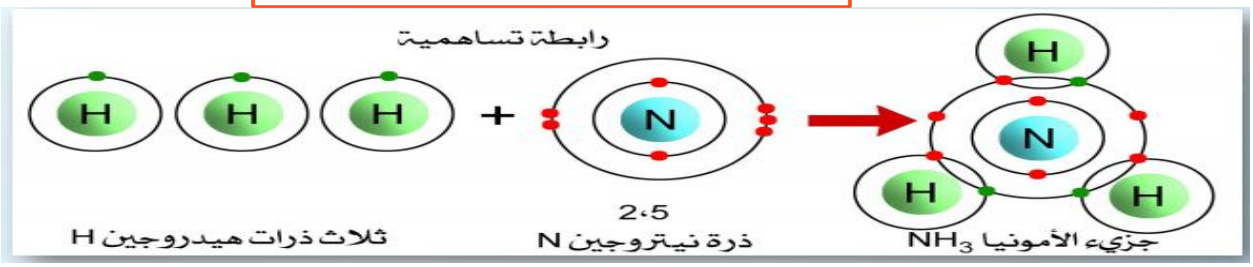
رابطتان تساهميتان أحاديتان



إعداد المعلمة / سلوى عبد الحميد
55047797

مثال :-جزئ الأمونيا

ثلاث روابط تساهمية أحادية

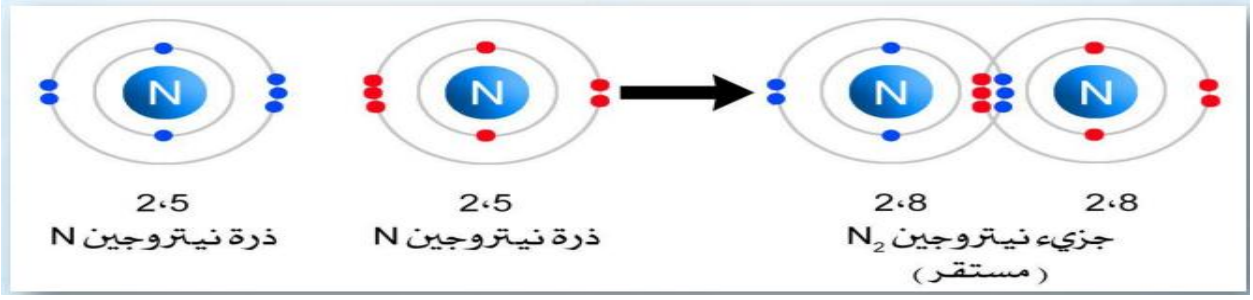


مثال :-جزئ الأكسجين

رابطة تساهمية ثنائية

مثال :-جزئ النيتروجين

رابطة تساهمية ثلاثية



إعداد المعلمة / سلوى عبد الحميد
55047797

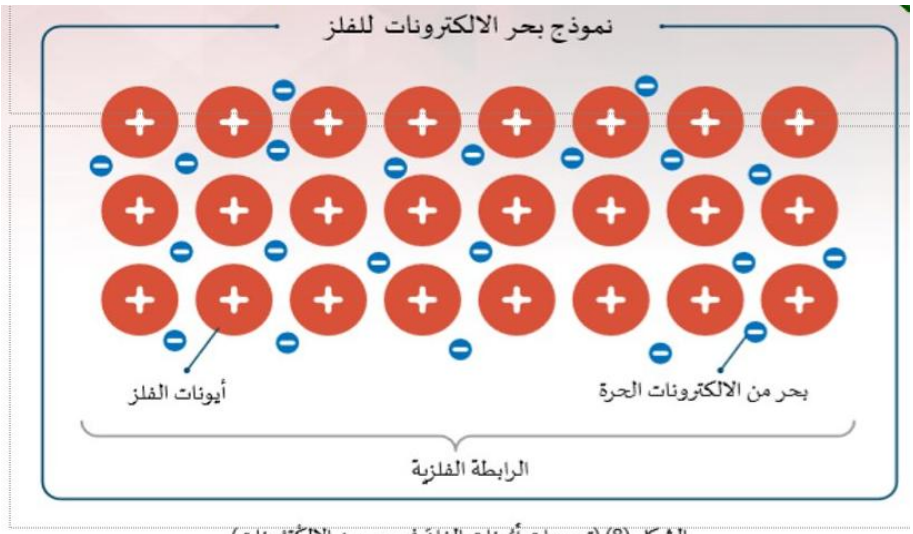
الدرس1-5 لماذا تعد الفلزات موصلات جيدة للحرارة والتيار الكهربائي؟

ما هي الرابطة الفلزية؟

هي قوة التجاذب الكهربائي الساكن (الألكتروستاتيكي) بين أيونات الفلزات الموجبة والألكترونات السالبة .

ما هونموذج بحر الألكترونات؟

تجمع للأيونات الفلزية الموجبة يحيط به بحر من الألكترونات حرة الحركة (غير مرتبطة بذرات الفلز).



الشكل (8) (تجمعات أيُونات الفِلِزّ في بحر من الإلِكْتَرُونات)

خصائص الفلزات

الخصائص	خاصّية الفلز	التفسير
الصّلابة	صلبة	بسبب قوة الرابطة الفلزية
درجة الانصهار	مرتفعة	تحتاج لطاقة كبيرة لكسر الرابطة الفلزية
التوصيل الحراري	موصلة	بسبب وجود الكترونات حرة تنقل الحرارة
التوصيل الكهربائي	موصلة	بسبب وجود الكترونات حرة تنقل الكهرباء
قابلية الطرْق	يمكن تحويلها لصفائح	بسبب سهولة انزلاق الأيونات الموجبة فوق بعضها
قابلية السحب	يمكن تحويلها لأسلاك	بسبب سهولة انزلاق الأيونات الموجبة فوق بعضها

إعداد المعلمة / سلوى عبد الحميد
55047797

قارن بين خصائص المركبات التساهمية والفلزية والأيونية في الجدول التالي :-

الخاصية	المركبات الأيونية	المواد التساهمية	الفلزات
درجات الانصهار والغليان	مرتفعة	منخفضة	مرتفعة
الحالة عند درجة حرارة الغرفة	صلبة فقط	في جميع حالات المادة (صلبة - سائلة - غازية)	معظمها صلبة
التوصيل الكهربائي للمادة	عندما تنصهر أو تكون محلول مائي	لا توصل الكهرباء	توصل في الحالة الصلبة أو عند صهرها
ذوبان المادة في الماء	قابلة للذوبان	كله ماعدا الشمع	لا تذوب
نوع التركيب	شبكة بلورية عملاقة من أيونات موجبة وأيونات سالبة	جزيئات	شبكة بلورية من أيونات موجبة والكترونات سالبة حرة الحركة

لماذا تمتلك المواد التساهمية درجات انصهار وغليان منخفضة؟

لأن القوى الجزيئية البينية ضعيفة تنكسر بسهولة.

لماذا تمتلك المركبات الأيونية والفلزات درجة انصهار وغليان مرتفعة؟

لأن الرابطة الأيونية والفلزية قوية تحتاج إلى الكثير من الطاقة لتنكسر .

لماذا لاتستطيع المركبات الأيونية الصلبة توصيل الكهرباء بينما تستطيع المركبات المنصهرة أو المذابة في الماء التوصيل؟

في الحالة الصلبة الأيونات ليست حرة الحركة لكن في المنصهرة أو المحلول يوجد أيونات حرة توصل الكهرباء.

لماذا لاتوصل المركبات التساهمية الكهرباء؟

لعدم وجود الكترونات أو أيونات حرة توصل الكهرباء.

ماذا يحدث عند صهر المركبات التساهمية ؟

لا تنكسر روابطها التساهمية لكن تنكسر قوى الجذب البينية الضعيفة بين جزيئاتها.

إعداد المعلمة / سلوى عبد الحميد
55047797