

ملخص وشرح لمادة الكيمياء للصف العاشر – الوحدة الثالثة

(الروابط الكيميائية)

هاتف :

اعداد المعلم : أحمد الطويسي

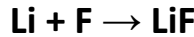
0788278198

- في قوى التجاذب التي تربط الجزيئات الكيميائية ببعضها البعض وينتج عنها حالات المادة الثلاث (الغازية والسائلة والصلبة) .
- في الكيمياء لدينا عدة قوى تربط بين الجزيئات بعضها وهي :
1- الرابعة الأيونية : أقوى أنواع الروابط الكيميائية
2- الرابعة التساهمية
- ماسندرسه في هذا الكتاب هو القوى المشار تحتها بخط ، والباقي ستتعرف عليه في الصف الحادي عشر ان شاء الله .

● الرابطة الأيونية

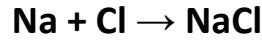
- التجاذب الكهروسكوني بين الأيونات في المركب الأيوني ، وتنتج هذه الأيونات من فقدان بعض الذرات للألكترونات ، وكسب هذه الألكترونات من قبل ذرات أخرى .

مثال : أدرس التفاعل التالي والذي يمثل تفاعل ذرة الفلور (عدده الذري = 9) ، مع ذرة الليثيوم (عدده الذري = 3) لأنتاج مركب فلوريد الليثيوم .

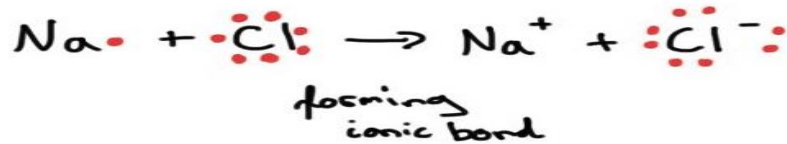


- من خلال التوزيع الألكتروني للفلور فإن المدار الأخير يحتوي 7 الكترونات وهو بحاجة لألكترون واحد يكسبه ليستقر وبالتالي تكافؤه = 1-
- من خلال التوزيع الألكتروني لليثيوم فإن المدار الأخير يحتوي على الكترون واحد وحتى يستقر سيمنح هذا الألكترون لذرة الكلور ويصلان لحالة الأستقرار وبالتالي تكافؤه سيكون = 1+
- تكافؤ العناصر : هو عدد الألكترونات التي تفقدها أو تكسبها أو تشارك بها الذرة عند تفاعلها مع غيرها .

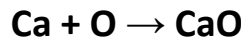
مثال : أدرس المعادلة التالية والتي تمثل تفاعل ذرة الصوديوم (عدده الذري = 11) مع ذرة الكلور (عدد الذري = 17) لإنتاج ملح كلوريد الصوديوم .



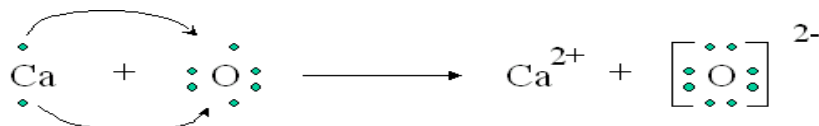
- من خلال التوزيع الإلكتروني للصوديوم فإن في مداره الأخير الكترون واحد وحتى يستقر سوف يفقده لصالح ذرة الكلور وبالتالي تكافؤه = +1
- من خلال التوزيع الإلكتروني للكلور فإن في مداره الأخير 7 الكترونات وبالتالي ليصل لحالة الأستقرار سيكسب الكترون من الصوديوم وتكافؤه سيكون = -1
- الصوديوم يتفق توزيعه الإلكتروني مع النيون ، والكلور مع الأرجون .
- تمثيل بنى لويس للمعادلة السابقة



مثال : أدرس المعادلة التالية والتي تمثل تفاعل ذرة الأوكسجين (عدده الذري = 8) ، مع ذرة الكالسيوم (عدده الذري = 20) .



- من خلال التوزيع الإلكتروني للأوكسجين فإن مداره الأخير يحتوي على 6 الكترونات وحتى يصل للأستقرار يجب أن يكتسب الكترونين وبالتالي عدد تكافؤه سوف يكون = -2
- من خلال التوزيع الإلكتروني للكالسيوم فإن في مداره الأخير يحتوي على 10 الكترونات وهذا شيء مخالف لأنه يجب أن يحتوي على 8 الكترونات كأقصى حد وبالتالي سيوف يفقد الكترونين لصالح ذرة الأوكسجين ويصل كل منها لحالة الأستقرار .



• تسمية المركبات الأيونية

النوع الأول :

المركب الأيوني = فلز + لافلز

الفلز : من المجموعة الأولى أو الثانية أو الثالثة

اللافلز : من المجموعة الخامسة أو السادسة أو السابعة

- كيف نقوم بتسمية هذه المركبات ؟
نقوم بكتابة أسم الأيون السالب أو اللافلز ونضيف له (يد) ثم نتبعه بأسم الأيون الموجب

أمثلة :

1- NaCl = كلوريد الصوديوم

2- Mg₃N₂ = نيتريد المغنسيوم

3- AlCl₃ = كلوريد الألمنيوم

4- KCl = كلوريد البوتاسيوم

5- LiH = هيدريد الليثيوم

6- CsF = فلوريد السيزيوم

- النوع الثاني :

المركب الأيوني = فلز + لافلز

الفلز : من المجموعات في العائلة (B) الأنتقالية متغيرة الشحنة

اللافلز : المجموعات الخامسة والسادسة والسابعة

- كيف نقوم بتسمية هذه المركبات ؟
بنفس الطريقة السابقة بالضبط ولكن يجب تحديد شحنة الفلز وكتابتها في التسمية بالأرقام اللاتينية ، والجدول التالي يمثل الرقم ومايقابله باللاتينية

الرقم باللاتينية	الرقم بالانجليزية	لترتيب
I	1	الأول
II	2	الثاني
III	3	الثالث
IV	4	الرابع
V	5	الخامس
VI	6	السادس
VII	7	السابع
VIII	8	الثامن
IX	9	التاسع
X	10	العاشر

سؤال : الكتاب صفحة 54

HgO : أكسيد الزئبق II ، MnO_2 : أكسيد المنغنيز IV ، Cr_2O_3 : أكسيد الكروم III

- النوع الثالث :

مركبات أيونية تضم مجموعات أيونية

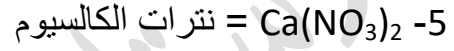
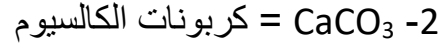
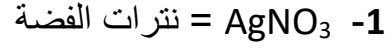
كيف نقوم بتسمية هذه المركبات ؟

نقوم بتسمية المجموعة السالبة أولاً ثم يليها الأيون الموجب

الجدول التالي فيه صيغ المجموعات الأيونية وأسمائها وعلى الطالب حفظها .

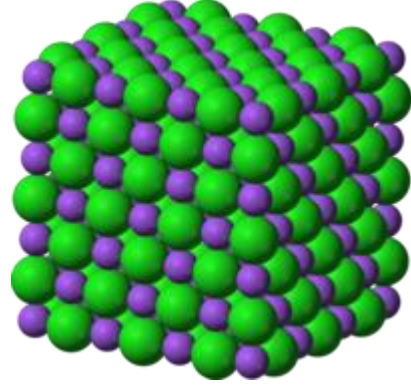
اسم الأيون	صيغة الأيون	شحنة الأيون
الأمونيوم	NH_4	1+
النترات	NO_3	1-
الهيدروكسيد	OH	1-
البيرمنغات	MnO_4	1-
الدكرومات	Cr_2O_7	2-
الكبريتات	SO_4	2-
الكربونات	CO_3	2-
الفوسفات	PO_4	3-

أمثلة :



• خصائص المركبات الأيونية

1- البناء البلوري المنتظم والذي تترتب فيه الأيونات السالبة والموجبة على شكل شبكة تكسبه الصلابة والقوة .



2- قابليتها لتوصيل التيار الكهربائي

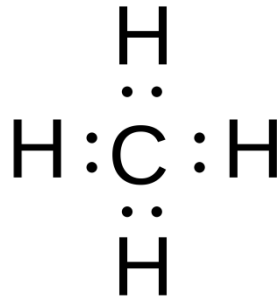
- توصل التيار الكهربائي عند إذابتها في الماء أو صهرها بالحرارة لأن أيوناتها تصبح حرة الحركة .

- لاتوصل التيار الكهربائي في حالتها الصلبة لأن أيوناتها تكون مقيدة الحركة .

- هشة رغم صلابتها ، بحيث أنها تتكسر بسهولة عند الضغط عليها بقوة .

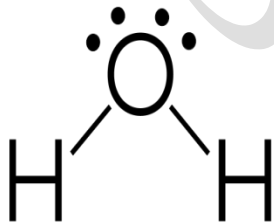
- ستقوم كل ذرة بمشاركة الذرة الأخرى بألكترون واحد وتكوين جزيء الفلور كما هو موضح .
- الترابط في المركبات المختلفة

مثال : يمثل الشكل التالي ، التداخل بين أغلفة أربع ذرات هيدروجين ، وغلاف ذرة الكربون .



- عدد الكترولونات التكافؤ للكربون أربعة الكترولونات ، أما الهيدروجين فالكترولوناً واحداً .
- حتى يتكون لدينا هذا الشكل وبنفس الترابط ، لن يحدث عملية فقد أو كسب وانما ما يحدث هو عملية مشاركة .
- ستقوم كل ذرة هيدروجين تمتلك الكترولوناً واحداً بالترابط مع الكترولون من ذرة الكربون وتكوين أربع روابط تساهمية وبالتالي يصل المركب لحالة من الاستقرار بفضل عملية المشاركة

Lewis Structure for H₂O



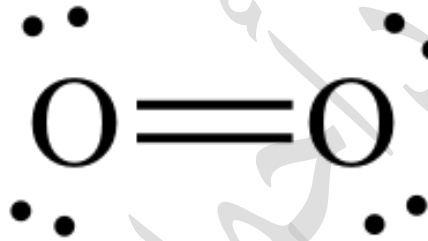
مثال : يمثل بنى لويس لجزيء الماء H₂O

- يحتوي الغلاف الأخير لذرة الأوكسجين على ستة الكترولونات ، فيما يحتوي الهيدروجين الكترولوناً واحداً لكل ذرة .
- لا يوجد امكانية لفقد أو كسب الكترولونات في هذا المركب وانما ستحدث عملية مشاركة لتكوين الجزيء .
- سترتبط ذرة الاوكسجين بذرتين هيدروجين وتكوين روابط تساهمية احادية وبالتالي يصل المركب لحالة الأستقرار عن طريق المشاركة .

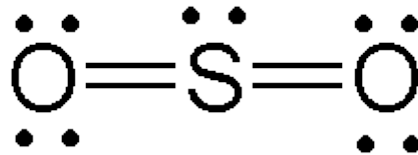
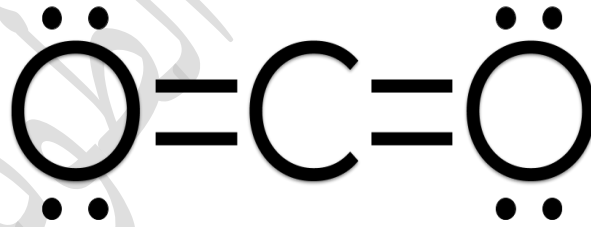
• أنواع الروابط التساهمية

1- الرابطة التساهمية الأحادية : هي الرابطة التي تنتج من اشتراك كل ذرة من الذرات المكونة للرابطة بالكترون واحد مثل : $Cl_2, F_2, CH_4, H_2, Br_2, I_2$.

2- الرابطة التساهمية الثنائية : هي الرابطة التي تنتج من اشتراك كل ذرة من الذرات المكونة للرابطة بالكترونين مثل : O_2, CO_2, SO_2 .



Lewis Structure for CO₂

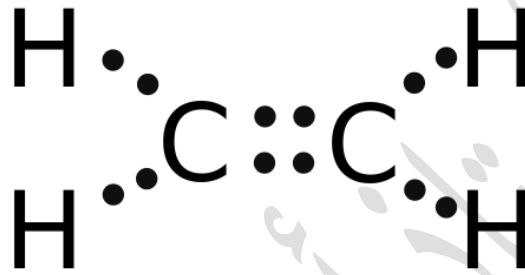


3- الرابطة التساهمية الثلاثية : هي الرابطة التي تنتج من اشتراك كل ذرة من الذرات المكونة للرابطة بثلاث الكترونات مثل : N_2

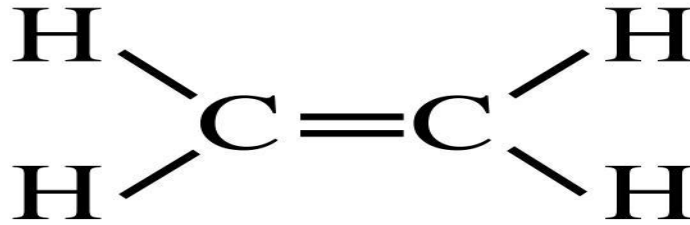


مثال : مثل الروابط الموجودة في جزيء الأيثين C₂H₄ باستخدام كل من :

1- رموز وبنى لويس



2- الخطوط بين الذرات



ملاحظة : نلاحظ في المثال السابق أن ذرة الكربون كونت روابط تساهمية احادية مع الهيدروجين ، أما ذرتين الكربون فبينهم رابطة تساهمية ثنائية .

مثال : مثل الروابط الموجودة في جزيء الأيثانين (الاستيلين) C₂H₂ باستخدام :

1- رموز وبنى لويس

2- الخطوط بين الذرات



• خصائص المركبات الجزيئية

1- عند ذوبانها في الماء أو صهرها تتفكك الى أجزاء صغيرة جداً ، لها التركيب الجزيئي نفسه .

2- عدم قدرة محاليلها ومصاهيرها على اىصال التيار الكهربائي ، بسبب عدم وجود أيونات بالمحلول وانما جزيئات .

ثالثاً : الرابطة الفلزية

- سحابة الكترونية تحيط بنوى ذرات العناصر الفلزية لتوصلها الى حالة استقرار شبيهة بذرات عناصر الغازات النبيلة .
- تتميز الفلزات بعدة صفات منها الصلابة عدا الزئبق ، والقدرة على اىصال التيار الكهربائي والحرارة ، وقابليتها للطرق والسحب واللمعان ، ، مما جعلها من أهم مقومات الصناعة .
- ترتيب ذرات هذه الفلزات هو الذي أعطاها تلك الصفات المميزة .
- تمتاز الفلزات بنشاطها الكيميائي وقدرتها على التفاعل مع المواد الكيميائية بالمختلفة لذلك فهي لا توجد في الطبيعة منفردة باستثناء بعض الفلزات غير النشطة كالفضة والذهب والبلاتين .

فسر مايلي :

1- تمتاز الفلزات بقدرتها على اىصال التيار الكهربائي بكفاءة .

- وذلك يعود الى ترتيب السحابة الألكترونية وحرية حركتها اذا تترتب الألكترونات الحرة عند وصل الفلز بمصدر تيار كهربائي وتتجه باتجاه سريان التيار مما يؤدي الى انتقاله عبر الفلز .

2- تمتاز الفلزات بقابليتها للطرق والسحب .

- عند تعريض الفلز للطرق فأن صفوف الأيونات الموجبة تنزلق عن بعضها البعض لكنها تبقى مترابطة من خلال السحابة الألكترونية المكونة للرابطة الفلزية وتبقى قوة الجذب بين الالكترونات السابحة والايونات الموجبة دون تغير .

اعداد المعلم : أحمد الطويسي / بكالوريوس كيمياء – الجامعة
الأردنية

هاتف : 0788278198

الأستاذ أحمد الطويسي