

**الروابط الكيميائية**



**عمل الطالب/**

**الروابط الكيميائية**

ترتبط ذرات العناصر مع بعضها لكي تستقر (اي تصل لتركيب اقرب غاز خامل لها) .

&ملاحظة&

الغازات الخاملة هي جميع العناصر الموجودة في مجموعة(8أ) وتحتوي على ثمان الكترونات موجودة في اخر مستوى طاقة رئيسي أو إلكترونين كما في الهيليوم إذا كان لديها مستوى طاقة واحد .

"من أهم الروابط الكيميائية رابطتين "

1- الرابطة الأيونية

2- الرابطة التساهمية

**أولاً الرابطة الأيونية**

**تعريفها**

هي رابطة تنتج عن تجاذب كهربي بين ايون موجب وايون سالب.

&ملاحظة&

الأيون الموجب هو:-

ذرة متعادلة فقدت الكترون او اكثر.

الأيون السالب هو:-

ذرة متعادلة إكتسبت الكترون او اكثر.

س/اين تحدث الروابط الأيونية؟

جـ/ تحدث الرابطة الأيونية عادةً بين الفلزات (ذات طاقة التأين المنخفضة والتي تميل لفقدان الإلكترونات ) واللافلزات (ذات الألفة الالكترونية المرتفعة والتي تميل لاكتساب الالكترونات ).

$ملاحظة$

الفلزات دائماً تميل الى فقدان الكترون او اكثر

اللافلزات تميل الى اكتساب الكترون او اكثر.

\*معادلة فقدان واكتساب الإكترونات في المركب الأيوني/

مثـال:-

س/اكتب معادلة فقدان واكتساب الإلكترونات في المركب الأيوني MgS(كبريتيد المغنيسيوم) علماً بأن الأعداد الذرية للعنصرين هي S=16 وMg=12؟؟؟

جـ/

اولاً/ معادلة فقدان الإلكترونات:-

نوزع التوزيع الإلكتروني للعنصر Mg12 مع الإنتباه بأن الأعداد بين الأقواس هي اس العدد(اي عدد الإكترونات)

Mg12 ==&gt;1s(2) ,2s(2) ,2p(6) ,3s(2)1

Mg 12 = 2 , 8 , 2

&الشرح&

يتبين من التوزيع الإكتروني ان المغنيسيوم يحتوي على الكترونين في اخر مستوي طاقة رئيسى وهو الثالث وهو فلز لأنه موجود في مجموعة 2أ ويميل لفقدان الكترونين .

\*فتكون المعادلة\*

Mg-------&gt;Mg(+2)+2e(-)1

^ تنبيه^

(-)= يعني اس سالب(ايون سالب)

(+)= يعني اس موجب(ايون موجب)

$ملاحظة$

دائما تكون المعادلة على اليمين عندما يفقد العنصر.

ثانياً/ معادلة إكتساب الإلكترونات:-

نوزع التوزيع الإلكتروني للعنصر S16 [مع الإنتباه بأن الإعداد بين الأقواس هي اس العدد(اي عدد الإلكترونات)

S16 =1s(2) ,2s(2) ,2p(6) ,3s(2) ,3p(4)1

S16 = 2 , 8 , 6

&الشرح&

يتبين من التوزيع الإكتروني ان الكبريت يحتوي على ستة الكترونات في اخر مستوي طاقة رئيسى وهو الثالث وهو لافلز لأنه موجود في مجموعة 6أ ويميل لإكتساب الكترونين .

\*فتكون المعادلة\*

S + 2e(-)-----&gt;S(-2)1

^تنبيه^

(-)= يعني اس سالب(ايون سالب)

(+)= يعني اس موجب(ايون موجب)

$ملاحظة$

دائما تكون المعادلة على اليسار عندما يكتسب العنصر.

واخيراً تكون الرابطة ايونية لأن المغنسيوم فلز والكبريت لافلز,(اغلبية المعادلات يكون عدد الفقد والإكتساب متساوي في الرابطة الإيونية يعني مثل المغنسيوم يفقد2والكبريت يكتسب 2 اذن 2=2متساوين .

^تنبيه^

في بعض المسائل يطلب منك جمع المعادلتين.

\*جمع المعادلتين\*

Mg-------&gt;Mg(+2)+2e(-)1

S + 2e(-)-------&gt;S(-2)1

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_+

Mg+S+2e(-)-------&gt;Mg(+2) S(-2)+2e(-)1

نحذف المتشابهة من الطرفين فيتبقي....

Mg+S-------&gt;Mg(+2) S(-2)1

# كيفية قياس قوة الرابطة الأيونية:-

يتم عن طريق مايسمى ((طاقة الترتيب البلوري))

تعريف طاقة الترتيب البلوري:-

هي الطاقة اللازمة لفصل الأيون الموجب عن الأيون السالب في الحالة الغازية.

&ملاحظة&

يتناسب قوة الرابطة الأيونية طردياً مع قيمة طاقة الترتيب البلوري.

&ملاحظة&

كلما زادت قيمة طاقة الترتيب البلوري زاد استقرار المركب الأيوني وزادت درجة غليانه وإنصهاره.

**\*خواص المركبات اليونية :**

المركبات الأيونية توجد على شكل تجمعات أيونية في أشكال معينة يطلق عليها ( الأشكال البلورية ) ونجد في هذه الأشكال ترتيب بلوري منظم للأيونات بحيث أن كل أيون ذو شحنة معينة يكون منجذباً إلى مجموعة من الأيونات ذو الشحنة المخالفة ، بمعنى أن الأيون الواحد يكون مرتبطاً بعدة روابط أيونية في نفس الوقت وهذا ما يفسر وجود المركبات الأيونية عادةً في الحالة الصلبة ( كثافة عالية ) كما يفسر هذا الوضع أيضاً درجات الانصهار والغليان المرتفعة لهذه المركبات.

ومن أهم صفات المركبات الأيونية عدم قدرتها على التوصيل الكهربي في الحالة الصلبة نظراً لارتباط الأيونات وعدم قدرتها على الحركة بينما تصبح موصلة للكهرباء عند صهرها أو إذابتها في الماء ( الأيونات حرة الحركة في المصهور وفي المحلول المائي )

**ثانياً الرابطة التساهمية**

تعريف : هي رابطة تنشأ بين ذرتين متشابهتين أو مختلفتين من اللافلزات بحيث تساهم كل منها بنفس العدد من الالكترونات للوصول الى حالة الاستقرار .

الرابطة التساهمية هى أحد أشكال الترابط الكيميائي وتتميز بمساهمة زوج أو أكثر من الإلكترونات بين الذرت , مما ينتج عنه تجاذب جانبي يعمل على تماسك الجزيء الناتج. تحدث الرابطة التساهمية غالبا بين الذرات التي لها سالبية كهربائية متماثلة (عالية), حيث أنه تلزم طاقة كبيرة لتحريك إلكترون من الذرة. الرابطة التساهمية غالبا ما تحدث بين اللافلزات, حيث تكون الرابطة الأيونية أكثر شيوعا بين الذرات الفلزية والذرات اللا فلزية.

تميل الرابطة التساهمية لأن تكون أقوى من انواع الروابط الأخرى, مثل الرابطة الأيونية. وبعكس الرابطة الأيونية, حيث ترتبط الأيونات بقوى كهرساكنه (Electrostatics) غير موجهة, فإن الرابطة التساهمية تكون عالية التوجيه. وكنتيجة, الجزيئات المرتبطة تساهميا تميل لأن تتكون فى أشكال مميزة قليلة نسبيا, بزوايا محددة.

**صلابة الرابطة**

بصفة عامة, يمكن للذرات المرتبطة برابطة أحادية تساهمية ان يحدث لهما دوران بسهولة نسبيا. ولكن, فى الرابطة الثنائية والثلاثية يكون الأمر بالغ الصعوبة حيث أنه لابد من حدوث تداخل بين المدارات باي, وهذه المدارات تكون فى حالة توازي.

**أمثلة على الروابط التساهمية :**

اتحاد ذرة هيدروجين مع ذرة هيدروجين اخرى,, لتكوين غاز الهيدروجين