ملخص تكون الأيون– — —

الفكرة العامة : ترتبط الذرات في المركبات الأيونية في روابط كيميائية تنشأ عن تجاذب الأيونات المختلفة

الفكرة الرئيسة : تتكون الأيونات عندما تفقد الذرات إلكترونات التكافؤ أو تكتسبها لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الثماني الأكثر استقراراً

المفردات : الرابطة الكيميائية – الكاتيون – الأنيون

الأهداف : ١–تعرِّف الرابطة الكيميائية

٢–تصف تكوين الأيونات الموجبة والسالبة

٣–تربط بين تكون الأيون وتوزيعه الإلكتروني

الرابطة الكيميائية chemical bond

ترتبط الذرات في المركبات الأيونية في روابط كيميائية تنشأ عن تجاذب الأيونات المختلفة ، والروابط الكيميائية (قوة تربط بين ذرتين)

تكوين الأيون الموجب positive ion formation

يسمى الأيون الموجب كاتيون (الذرة التي تفقد إلكترون أو أكثر لتحصل على التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل) ، والذرة التي تفقد إلكترونات لا تتحول لذرة عنصر الغاز النبيل الذي وصلت للتركيب الماثل له إنما هي أيون للعنصر ذاته (علل) لأن النقص حدث في الإلكترونات وما زال عدد البروتونات التي تحدد كل عنصر ثابتاً داخل النواة لم يتغير

$$_{11}Na:1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$$

مجال التكافؤ $3s^1$ يوضح رقم الدورة (٣) ، ورقم المجموعة (١) أي أن عدد الإلكترونات في مجال التكافؤ إلكترون واحد فقط وهذا الوضع غير مستقر لأنه ينقص ذرة الصوديوم عن الوصول للتركيب الماثل لتركيب أقرب غاز خامل $7e^-$ ، لذلك تفقد هذه الذرة هذا الإلكترون لتتحول لأيون الصوديوم الذي يماثل تركيب غاز النيون الخامل (Ne) $Na^+:1s^2\ 2s^2 2p^6$

ملاحظة : ذرات الفلزات نشيطة كيميائياً (علل) لأنها تفقد إلكترونات تكافئها بسهولة ، لذلك ففلزات المجموعتين الأولى والثانية أكثر الفلزات نشاطاً في الجدول الدوري

أيونات الفلزات الانتقالية transition metals ions

مجال الطاقة الخارجي للفلزات الانتقالية هو ns2 ، وعند الانتقال من اليسار لليمين عبر الدورة تقوم ذرة كل عنصر بإضافة إلكترون إلى المجال الثانوي d ، وعادةً ما تفقد الفلزات الانتقالية إلكترونين من إلكترونات التكافؤ للمجال s لتكوِّن أيونات موجبة ثنائية الشحنة ، وقد تفقد الإلكترونات من المجال

d لتكوِّن أيونات ثلاثية الشحنة أو أكثر حسب عدد إلكترونات المجال d ، لـذلك فمـن الـصعب التنبـؤ بعدد الإلكترونات التي يمكن فقدانها ... وعلى الرغم مـن أن توزيـع الإلكترونـات الثمـاني المـستقر هـو التوزيع الإلكتروني للذرة المستقرة إلا أن هناك توزيعات أخرى للإلكترونات تزودها ببعض الاستقرار

تكوين الأيون السالب negative ion formation

يسمى الأيون السالب أنيون (الذرة الـتي تكتـسب إلكـترون أو أكثـر لتحـصل علـى التوزيـع الإلكترونـي المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل) ، وكذلك الحـال فـإن الـذرة الـتي تكتـسب إلكترونـات لا تتحول لذرة عنصر الغاز النبيل الذي وصلت للتركيب الماثل له إنما هي أيون للعنصر ذاته

$$_{17}Cl{:}1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$$

مجال التكافؤ $3s^2 3p^5$ يوضح رقم الدورة (٣) ، ورقم المجموعة (١٧) أي أن عدد الإلكترونـات في مجـال التكافؤ سبع إلكترونات وهذا الوضع غير مستقر لأنه يـنقص ذرة الكلـور عـن الوصـول للتركيـب الماثـل لتركيب أقرب غاز خامل $1e^-$ ، لذلك تكتسب هذه الذرة هذا الإلكترون لتتحـول لأيـون الكلوريـد الـذي يماثل تركيب غاز النيون الخامل (Ar) $Cl^-{:}1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$

ملاحظة : لتسمية الأيونات السالبة يضاف المقطع (يد) لنهاية اسم العنـصر فمـثلاً يـصبح أيـون الكلـور أيون الكلوريد ، وأيون النيتروجين أيون النيتريد

انتهى