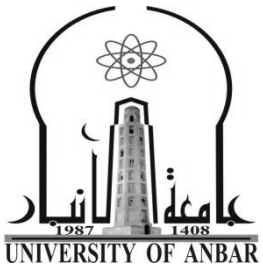
وزارة التعليم العالي والبحث العلمي

جامعة الانبار

كلية العلوم – قسم الكيمياء



اسم المادة : الكيمياء اللاعضوية

المرحلة: الاولى

عنوان المحاضرة: تكملة خصائص الجدول الدوري للعناصر

اسم التدريسي: أ.م.د. ستار سالم ابراهيم

جدول 2-7 السالبية الكهربائية للعناصر

2.1 H																
1.0 Li	**1.5 Be**											**2.0 B**	**2.5 C**	**3.1 N**	**3.5 O**	**4.1 F**
0.9 Na	**1.3 Mg**											**1.5 Al**	**1.8 Si**	**2.1 P**	**2.4 S**	**3.0 Cl**
0.9 K	**1.1 Ca**	**1.2 Sc**	**1.3 Ti**	**1.5 V**	**1.6 Cr**	**1.6 Mn**	**1.7 Fe**	**1.7 Co**	**1.8 Ni**	**1.8 Cu**	**1.7 Zn**	**1.8 Ga**	**2.0 Ge**	**2.2 As**	**2.5 Se**	**2.8 Br**
0.9 Rb	**1.0 Sr**	**1.1 Y**	**1.2 Zr**	**1.3 Nb**	**1.3 Mo**	**1.4 Tc**	**1.4 Ru**	**1.5 Rh**	**1.4 Pd**	**1.4 Ag**	**1.5 Cd**	**1.5 In**	**1.7 Sn**	**1.8 Sb**	**2.0 Te**	**2.2 I**
0.9 Cs	**0.9 Ba**	**1.1 La**	**1.2 Hf**	**1.4 Ta**	**1.4 W**	**1.5 Re**	**1.5 Os**	**1.6 Ir**	**1.5 Pt**	**1.4 Au**	**1.5 Hg**	**1.5 Tl**	**1.6 Pb**	**1.7 Bi**	**1.8 Po**	**2.0 At**
0.9 Fr	**0.9 Ra**	**1.0 Ac**														

Lanthanides and Actinides 1.0 -1.5

ان السالبية الكهربائية تزداد خلال الدورة الواحدة بازدياد العدد الذري بسبب نقصان نصف قطر الذرة بزيادة تأثير الشحنة النووية الموجبة على الالكترونات، بينما تقل خلال المجموعة بأزدياد العدد الذري لزيادة نصف القطر ونقصان تأثير الشحنة النووية الموجبة على الالكترونات.

الاصرة الايونية

ان جميع الذرات لها القابلية على الاتحاد مع ذرات اخرى مكونة بذلك انواعا جديدة من المواد تسمى الجزيئات. والروابط التي تربط هذه الذرات مع بعضها ضمن الجزيء تسمى الروابط الكيمياوية Chemical Bonds. ان نوع هذه الروابط المتكونة يعتمد على المحتوى الالكتروني للذرات، او بصورة اخرى على الترتيب الالكتروني. من خلال ذلك يمكن ان نعرف الروابط الكيمياوية على انها قوة التجاذب الكهروستاتيكية التي تمسك الذرات المكونة للجزئ. ان عملية تكوين الجزئ تتضمن الانتقال بالذرات من حالتها غير المستقرة (ذات الطاقة العالية) الى الحالة المستقرة عند تكوين الجزئ (ذات الطاقة الاوطأ).

الاصرة الايونية Ionic Bond

ان الاصرة الايونية تتكون عندما ينتقل الكترون او اكثر من غلاف ذرة الى غلاف تكافؤ ذرة اخرى، بحيث يكون هذا الانتقال تاما. ان الذرة التي فقدت الكتروناتها تتحول الى ايون موجب يسمى كاتيون Cation ، اما الذرة التي اكتسبت الالكترونات فتتحول الى ايون سالب يسمى انيون Anion، ويحدث الترابط الايوني نتيجة التجاذب بين الانيونات والكتيونات. والاصرة الايونية تكون اقوى من الاصرة التساهمية بعدة مرات. ان عملية تكون الروابط الايونية يكون مفضلا بين ذرة ذات طاقة تأين منخفضة وذرة اخرى ذات الفة الكترونية عالية. ولتوضيح تكون الاصرة الايونية نأخذ مركب كلوريد الصوديوم NaCl، الذي يكون التركيب الالكتروني لذراته المتفاعلة هو:

$$Na \quad 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$$
$$Cl \quad 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$$

حيث تفقد ذرة الصوديوم الكترونها الموجود في المدار 3s وتتحول الى كاتيون Na^+، وهي بذلك تكتسب ترتيب الغاز الخامل:

$$Na\ (1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1) \rightarrow Na^+\ (1s^2\ 2s^2 2p^6) + e^-$$

اما ذرة الكلور فأنها تأخذ الالكترون الذي فقدته ذرة الصوديوم متحولة بذلك الى انيون Cl^- ويكون لها ترتيب الغاز الخامل ايضا:

$$Cl\ (1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5) + e^- \rightarrow Cl^-\ (1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6)$$

وتتكون الاصرة الايونية نتيجة للتجاذب بين ذرة الصوديوم وذرة الكلور:

$$Na^+ + Cl^- \rightarrow [Na^+][Cl^-]$$

كذلك فأن الليثيوم يتفاعل مع الفلور لتكوين المركب الايوني LiF:

$$Li\ (1s^2\ 2s^1) \rightarrow Li^+\ (1s^2) + e^-$$
$$F\ (1s^2\ 2s^2 2p^5) + e^- \rightarrow F^-\ (1s^2\ 2s^2 2p^6)$$
$$Li^+ + F^- \rightarrow [Li^+][F^-]$$

ان تكوين مركبات مثل هذه يتطلب ان يتساوى عدد الالكترونات المفقودة مع عدد الالكترونات المكتسبة. ففي حالة تفاعل الصوديوم مع الكلور او الليثيوم مع الفلور، فأنه يتطلب تفاعل ذرة واحدة من الصوديوم مع ذرة واحدة من الكلور والحالة نفسها بين الليثيوم والفلور.

اماعند تفاعل الكالسيوم مع الكلور، فأن التفاعل اكثر تعقيدا، حيث تفقد كل ذرة كالسيوم الكترونين وتتحول بذلك الى كاتيون تنائي الشحنة الموجبة Ca^{+2}، ولموازنة هذا الفقد في الالكترونات ، فأن ذرتي كلور تأخذ كل منهما الكترونا واحدا متحولة بذلك الى انيون احادي الشحنة السالبة Cl^-.

$$Ca\ (1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2) \rightarrow Ca^{2+}\ (1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6) + 2e^-$$
$$2\ Cl\ (1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5) + 2e^- \rightarrow 2Cl^-\ (1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6)$$

ويتفاعل ايون الكالسيوم Ca^{+2} مع ايوني كلور Cl^- ويتكون المركب $CaCl_2$. وكذلك الحال بالنسبة لتكوين مركب مثل اوكسيد الليثيوم Li_2O.

$$2\ Li\ (1s^2\ 2s^1) \rightarrow 2\ Li^+\ (1s^2) + 2e^-$$
$$O\ (1s^2\ 2s^2 2p^4) + 2e^- \rightarrow O^{2-}\ (1s^2\ 2s^2 2p^6)$$

ويتفاعل ايوني ليثيوم Li^+ مع ايون O^{2-} فيتكون المركب Li_2O .

عند تفاعل اي ايون من الايونات السابقة مع الايون الاخر، فأن الالكترونات تفقد او تكتسب حتى الوصول الى ترتيب الغاز الخامل $ns^2\ np^6$ عدا الهيليوم. بحيث تكون هنالك ثمانية الكترونات في الغلاف الخارجي، وهذا الترتيب الالكتروني هو الترتيب الاكثر استقرارا. ان ميل الالكترونات للوصول الى مثل هذا الترتيب يكون القاعدة المعروفة بقاعدة الثمانية Octet rule، والتي تنص على ان الذرة تميل الى ان تفقد او تكتسب الالكترونات حتى يصبح هنالك ثمانية الكترونات في غلاف التكافؤ. تنطبق هذه القاعدة بشكل جيد على عناصر المجموعة IA والمجموعة IIA وعلى اللافلزات ايضا. اما بالنسبة الى العناصر الاخرى مثل العناصر الانتقالية وغيرها، فلا تنطبق على ايوناتها قاعدة الثمانية، وهي تفقد الالكترونات من الغلاف الذي له اكبر رقم n، ونصل الى ترتيب يطلق عليه الترتيب الكاذب للغاز الخامل. ان فقد الالكترونات يتوقف احيانا قبل الوصول الى الترتيب المشابه لترتيب الغاز الخامل، حيث انه من الصعب تكوين ايونات ذات شحنة اكبر من +3. عموما فأن الاصرة الايونية تكون مفضلة بين العناصر الموجودة على يسار الجدول الدوري، حيث يكون لها طاقات تأين منخفضة، وبين العناصر الموجودة على يمين الجدول التي لها جذب الكتروني عالي.

المصادر :

١-الكيمياء اللاعضوية للمرحلة الاولى / د. ثناء الحسني

٢-الكيمياء اللاعضوية الجزء الاول / د.نعمان النعيمي

٣- **الكيمياء اللاعضوية المقارنة والتركيبية/ د.مهدي ناجي الزكوم**