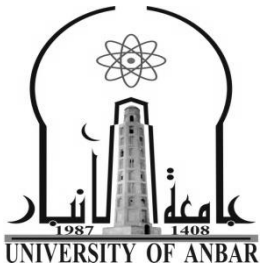
وزارة التعليم العالي والبحث العلمي

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 يوضح انصاف اقطار فان در فالز لبعض الذرات

العنصر	نصف قطر فان در فالز
H	1.20
C	1.70
N	1.55
O	1.52
F	1.47
Cl	1.75
Br	1.85
I	1.98

طاقة التأين Ionization Energy

ان طاقة التأين **هي الطاقة اللازمة لفصل الكترون من ذرة معزولة في الحالة الغازية.** وتقاس بوحدات الالكترون فولت ev، او وحدات الكيلو سعرة لكل مول. ويمكن ان تمثل هذه العملية بمعادلة التأين التالية:

$$M_{(g)} \longrightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-}$$

فعند نزع الالكترون من ذرة M فأن الجسيم المتبقي هو ايون موجب، والرمز الموجب الموجود في اعلى الايون يدل على ان الذرة M قد فقدت الكترونا واحدا. ان عملية فصل الالكترون من ذرة ما تحتاج الى طاقة تختلف من ذرة الى اخرى. ان الذرة يمكن ان تفقد اكثر من الكترون، وان عملية فصل الكترون من ايون تحتاج الى طاقة اكبر من عملية فصل الكترون من ذرة، بسبب تأثير الشحنة النووية الموجبة والذي يزداد عند نقصان عدد الالكترونات بالنسبة الى عدد البروتونات، ويطلق على الطاقة اللازمة لفصل الالكترون الاول من الذرة بطاقة التأين الاولى E_1، والطاقة اللازمة لفصل الالكترون الثاني بطاقة التأين الثانية E_2 وهي بالتأكيد اعلى من طاقة التأين الاولى، وهكذا تكون طاقة التأين الثالثة اكبر من طاقة التأين الثانية اي:

$$E_1 < E_2 < E_3$$

ان طاقات التأين الثانية والثالثة تشير الى التفاعلات التالية:

$$M^{+}_{(g)} \longrightarrow M^{2+}_{(g)} + e^{-}$$

$$M^{2+}_{(g)} \longrightarrow M^{3+}_{(g)} + e^{-}$$

ويبين الجدول التالي طاقات التأين المتعددة لعناصر الدورة الثانية. **ان قيم طاقات التأين لكل ذرة من ذرات الدورة الثانية تزداد زيادة ثابتة من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذري، مع وجود بعض الاستثناءات. السبب في ذلك وكما تطرقنا سابقا هو ان حجوم الذرات يتناقص خلال الدورة الواحدة، لان زيادة العدد الذري خلال الدورة تؤدي الى زيادة عدد الالكترونات في نفس الغلاف، وهذه الالكترونات تسبب على بعضها حجبا الكترونيا صغيرا مقارنة بجذب النواة الذي يزداد بزيادة عدد البروتونات المرافق لزيادة عدد الالكترونات. اما خلال المجموعة الواحدة، فأن قيم طاقات التأين تقل عند الاتجاه من الاعلى الى الاسفل. فمن اعلى المجموعة الى اسفلها يزداد العدد الذري وتزداد احجام الذرات في هذه الحالة، وسبب زيادة الحجم هو ان زيادة عدد الالكترونات تؤدي الى زيادة عدد الاغلفة، وكلما ازداد عدد الاغلفة بين النواة والالكترون الخارجي قل تأثير الشحنة النووية الموجبة عليه، نتيجة لزيادة الحجب الناجم عن زيادة عدد الاغلفة.** ان الذرات التي في اعلى المجموعة تكون صغيرة الحجم ، لذلك فأن الالكترونات تكون ملاصقة للنواة وتكون عملية ازالتها صعبة مقارنة بالذرات الكبيرة الموجودة في اسفل المجموعة، والتي تكون الكتروناتها الخارجية بعيدة عن تأثير النواة الموجبة.

جدول يوضح طاقات التأين المتعددة لعناصر الدورة الثانية مقاسة بالكيلو جول لكل مول

E_5	E_4	E_3	E_2	E_1	الذرة
-	-	11810	7297	520	Li
-	21000	14840	1757	900	Be
32810	25020	2659	2430	800	B
37800	6221	4619	2352	1086	C
9443	7473	4577	2857	1402	N
10980	7468	5301	3391	1314	O
11020	8418	6045	3375	1681	F
12190	9376	6276	3963	2080	Ne

الالفة الالكترونية Electron Affinity

ان الالفة الالكترونية **هي الطاقة المنبعثة او الممتصة عندما يضاف الكترون الى ذرة متعادلة معزولة في الحالة الغازية.** ويمكن تمثيل العملية بالمعادلة التالية:

$$M_{(g)} + e^- \longrightarrow M^-_{(g)}$$

حيث تمثل M ذرة عنصر اكتسبت الكترونا وتحولت الى ايونا سالبا. فلطاقة الالفة الالكترونية للاوكسجين والممثلة بالمعادلة التالية:

$$O_{(g)} + 2e^- \longrightarrow O^{2-}_{(g)}$$

خطوتان :

$$O_{(g)} + e^- \longrightarrow O^-_{(g)}$$

$$O^-_{(g)} + e^- \longrightarrow O^{2-}_{(g)}$$

حيث ان للمعادلة الاولى طاقة الفة الكترونية E_1 وللمعادلة الثانية طاقة الفة الكترونية E_2. ان **الطاقة المتحررة** عند اضافة **الالكترون الاول** تكون **سالبة** القيمة، اما **الطاقة الثانية** وحيث ان الالكترون يفرض على ايون سالب، وهذا يتطلب جهدا ، فنجدها **موجبة** ، حيث ان العملية **ماصة للحرارة.** اذن فالقيم السالبة لطاقة الالفة الالكترونية تعني ان العملية طاردة للحرارة والقيم الموجبة تعني ان العملية ماصة للحرارة. وفي الجدول التالي قيم الالفة الالكترونية لبعض العناصر.

جدول يوضح الالفة الالكترونية لاغلب عناصر الجدول الدوري مقاسة بوحدات الالكترون فولت

-77 H							21 He
-58 Li	241 Be	-23 B	-123 C	+9 N	-142 O	-333 F	29 Ne
-53 Na	230 Mg	-44 Al	-120 Si	-74 P	-200 S	-348 Cl	35 Ar
-48 K	154 Ca	-35 Ga	-118 Ge	-77 As	-195 Se	-324 Br	39 Kr
-47 Rb	120 Sr	-34 In	-121 Sn	-101 Sb	-190 Te	-295 I	40 Xe
-45 Cs	52 Ba	-48 Ti	-101 Pb	-100 Bi	? Po	? At	? Rn

يمكن مقارنة طاقة الالفة الالكترونية بطاقة التأين، ففي **الذرات الصغيرة التي تكون اغلفتها الخارجية قريبة من النواة وتتعرض لجذبها ، تكون قيم طاقة التأين عالية، وكذلك تكون الالفة الالكترونية عالية.** اما في **الذرات الكبيرة والتي يكون مقدار تأثر اغلفتها الخارجية بالنواة صغيرا، فأن قيم طاقة التأين تكون واطئة وكذلك نتوقع ان يكون لها الفة الكترونية صغيرة.** ومع ذلك فأن هنالك بعض الشذوذ عن هذه القاعدة في بعض العناصر.

ان طاقة الالفة الالكترونية الاولى يمكن ان تكون موجبة او سالبة معتمدة على الترتيب الالكتروني للذرة، ففي ذرة الكربون ذات الترتيب الالكتروني الخارجي التالي:

C: $2s^2$ $2p^2$ [↑↓] [↑][↑][ ]

فأن الالكترون يمكن ان يدخل مدار P الفارغ وهو يبدي حد ادنى من التنافر، لذلك فأن قيمة طاقة الالفة الالكترونية للكربون تكون سالبة (طاردة للحرارة). اما النيتروجين والذي له الترتيب الالكتروني التالي :

N: $2s^2$ $2p^3$ [↑↓] [↑][↑][↑]

فأن الالكترون المضاف يجب ان يزدوج مع احد الكترونات المدار 2p الثلاثة لذلك فأن قيمة طاقة الالفة الالكترونية تكون موجبة في هذه الحالة (ماصة للحرارة).

السالبية الكهربائية Electronegativity

لكل ذرة عنصر في الجدول الدوري عدد مختلف من البروتونات والالكترونات، اي ترتيب الكتروني مختلف عن العناصر الاخرى، لذلك فلابد ان نتوقع ان تكون لكل ذرة قابلية مختلفة لجذب الالكترونات عند تكوين الروابط الكيمياوية. ان قابلية ذرة العنصر لجذب الكترونات الاصرة تسمى السالبية الكهربائية. ان مفهوم السالبية الكهربائية يختلف عن مفهوم الالفة الالكترونية، فالاخير يمثل طاقة ذرة معزولة للاتحاد بالالكترونات.

فعندما تتحد ذرة الهيدروجين بذرة اخرى لتكوين جزيئة الهيدروجين H_2، فبما ان الذرتين متماثلتين، لذلك فأن سالبيتهما الكهربائية تكون واحدة، وقابليتهما على جذب الزوج الالكتروني للرابطة واحدة. ان الزوج الالكتروني في هذه الحالة يقضي وقتا مشتركا بين الذرتين.

اما عندما تتحد ذرة الهيدروجين بذرة فلور لتكوين جزيئة فلوريد الهيدروجين HF، فبما ان السالبية الكهربائية للفلور اكبر من تلك التي للهيدروجين، نجد ان الزوج الالكتروني للرابطة H^+- F^- يقضي وقتا اطول حول ذرة الفلور منه حول ذرة الهيدروجين . لذلك يمكن كتابة الجزئ بالشكل $H^{\delta+}$- $F^{\delta-}$، حيث ان الرمز $\delta-$ يبين ان الشحنة السالبة متمركزة حول ذرة الفلور تاركة

الشحنة الموجبة حول الهيدروجين. فالجزئ يبدو ذو قطبين ويقال عنه جزئ قطبي Polar. ان كل جزئ ثنائي الذرة كجزئ فلوريد الهيدروجين، هو ثنائي القطبية.

يمكن الاستفادة من السالبية الكهربائية للتنبؤ عن طبيعة الترابط بين الذرات. وبما ان السالبية تدل على قوة الجذب النسبية لالكترونات الاصرة من قبل احد الذرات ، فنتوقع لعنصرين مختلفي السالبية الكهربائية ان يكونا روابط ايونية. فمثلا عند اتحاد عنصر الصوديوم الذي له سالبية تساوي 0.9، مع عنصر الكلور الذي تساوي سالبيته 3.0، فأن الاصرة بينهم لابد وان تكون ايونية. كذلك نتوقع ان تكون الاصرة تساهمية بين ذرتين لنفس العنصر، او بين عنصرين متقاربين بالسالبية الكهربائية مثل الكلور 3.0 والبروم 2.8. كذلك فأنه ومن خلال قيم السالبية الكهربائية يمكن ان نتنبأ بالقطبية، فكلما كان الفرق في السالبية الكهربائية بين عنصرين كبيرا، كلما كانت الاصرة اكثر قطبية ، وكلما ازدادت القطبية ازدادت طاقة الربط. كذلك فأن السالبية الكهربائية مؤشر لتحديد هل ان العنصر فلز او لافلز، فنجد ان قيم السالبية الكهربائية للفلزات تكون واطئة بينما نكون قيم السالبية للافلزات عالية وكما هو واضح من الجدول 2–7.

لا يوجد حد فاصل بين كون الاصرة ايونية او تساهمية، واذا كان الفرق بين سالبية عنصرين، يكونان جزيئة ما اكثر من 1.6 فأن الاصرة تكون ايونية، وكلما ازداد الفرق عن 1.6 تكون الاصرة اكثر ايونية.

من ملاحظة الجدول 2–7 فأن عناصر الجزء الايمن العلوي من الجدول الدوري تكون اكثر سالبية، اما عناصر الجزء الايسر السفلي فتكون اقل سالبية، وهذا يتفق مع اتجاهات كل من طاقة التأين والالفة الالكترونية ، حيث نجد ان لعناصر الجزء الايمن العلوي من الجدول طاقات تأين والفة الكترونية عالية، اما عناصر الجزء الايسر الاسفل فلها طاقات تأين والفة الكترونية واطئة.

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**