

ملاحظة: في المحاضرة السابقة نلاحظ انه يقل نصف القطر الذري عبر الدورة الواحدة بازدياد العدد الذري يستثنى من ذلك عناصر الغازات النبيلة . ما سبب ذلك ؟

سبب ذلك هو زيادة قوة التنافر بين الالكترونات الغلاف الخارجي التكافؤي الاخير المشبعة في ذرات الغازات النبيلة مما يساعد على تباعد الالكترونات في هذا الغلاف وبالتالي يزداد نصف قطر الذرة وحجمها.

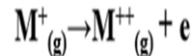


طاقة التأين (جهد التأين) : هي الطاقة اللازمة لنزع الالكترون من ذرة .

يعرف **جهد التأين الاول** : بأنه اقل طاقة لازمة لنزع الكترون من ذرة غازية متعادلة وهي في ادنى حالات الطاقة.



اما **جهد التأين الثاني** : فهو الطاقة اللازمة لنزع اضعف الالكترونات ارتباطا من الايون الموجب الاحادي في ادنى حالات طاقته .



لكل عنصر عدد من جهود التأين تساوي عدد الالكترونات هذا العنصر .

قيمة جهد التأين تزداد في الاتجاه $(I_1 < I_2 < \dots < I_n)$

طاقة التأين من نوع الماص للحرارة دائما لذلك فهي موجبة الاشارة دائما.

تعتمد قيمة جهد التأين للإلكترون على العوامل التالية :

1- مقدار الشحنة المؤثرة . 2- مقدار نصف القطر اي طول المسافة بين هذا الإلكترون والنواة .

$$f < d < p < s$$

3- مدى نفاذية الإلكترون للسحابة الإلكترونية للإلكترونات الأخرى .

تزداد طاقة التأين في الدورة الواحدة من

اليسار الى اليمين مع زيادة العدد الذري في الجدول الدوري ولكن هذه الزيادة تكون متقطعة وليس مستمرة ؟
لماذا

ان زيادة العدد الذري يعني زيادة عدد البروتونات الموجبة في النواة والتي بدورها تؤدي الى زيادة الشحنة النووية المؤثرة مما ينتج زيادة جذب الإلكترونات من قبل النواة في الذرة ومن ضمنها الإلكترونات الاغلفة الخارجية لذا تزداد الطاقة اللازمة لنزع الكترون من الذرة بمعنى تزداد طاقة التأين .

ان الزيادة في جهد التأين هي متقطعة وليست مستمرة بسبب ان طاقة التأين تزداد في العنصر الاول الى الثاني في الدورة ثم تقل من العنصر الثاني الى الثالث في الدورة , وتزداد مرة اخرى من الثالث الى الرابع الى الخامس في الدورة ثم تقل من الخامس الى السادس , ثم تزداد مرة اخرى من السادس الى السابع الى الثامن في الدورة . علل ذلك

Element	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Atomic Nr.	3	4	5	6	7	8	9	10
Electron Configuration	[He]2S ¹	[He]2S ²	[He]2S ² 2P ¹	[He]2S ² 2P ²	[He]2S ² 2P ³	[He]2S ² 2P ⁴	[He]2S ² 2P ⁵	[He]2S ² 2P ⁶
Z*	1.3	1.95	2.6	3.25	3.9	4.55	5.2	5.85
Atomic Radii (r) A°	1.67	1.12	0.87	0.67	0.56	0.48	0.42	0.38
Ionization Energy (KJ/mol)	520	899	801	1086	1402	1314	1981	2081

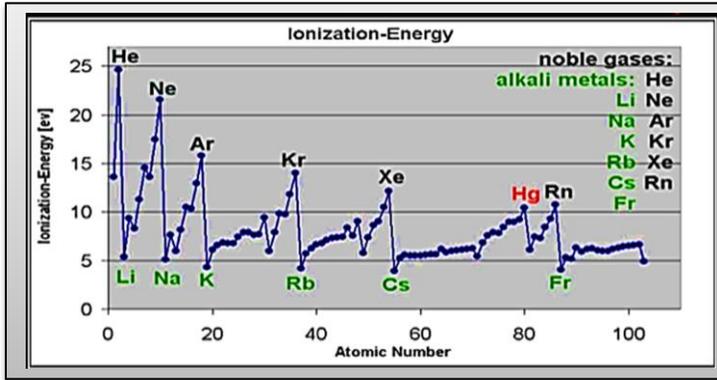
هذه الظاهرة سببها عدة عوامل اهمها :

- 1- تاثير الاوربيبتالات عندما تكون فارغة او نصف ممتلئة بالإلكترونات .
- 2- التنافر بين الإلكترونين عندما يشغلان نفس الاوربيبتال ولما تحتاجه هذه العملية من طاقة ازدواج .

اما في الزمرة الواحدة فطاقة التأين تقل كلما اتجهنا من الاعلى الى الاسفل

لأنها تتناسب عكسيا مع نصف القطر الذري بسبب زيادة بعد الإلكترون عن

النواة وقلت جذب النواة له لذا ستكون الطاقة قليلة نسبيا لنزع الإلكترون من الذرة .



Element	H	Li	Na	K	Rb	Cs
Atomic Nr.	1	3	11	19	37	55
Electron Configuration	1s ¹	[He]2s ¹	[Ne]3s ¹	[Ar]4s ¹	[Kr]5s ¹	[Xe]6s ¹
Z*	1.0	1.3	2.2	2.2	2.2	2.2
Atomic Radii (r) Å	0.53	1.67	1.90	2.43	2.65	2.98
Ionization Energy (KJ/mol)	1315	520	496	419	403	376

Q/Why is the first ionization energy of potassium less than the second ionization energy?

لماذا طاقة التأين الاولى لعنصر البوتاسيوم هي اقل من طاقة التأين الثانية ؟

$$IP_H = 13.6 \text{ eV}$$

$$IP_X = IP_H \times Z^{*2} / n^2$$

K → K⁺ + e طاقة التأين الأولى	الجواب /
K 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹ (1s) ² (2s 2p) ⁸ (3s 3p) ⁸ (4s 4p) ¹	لان قيمة Z*
S = 0 × 0.35 + 8 × 0.85 + 10 × 1 = 16.8	الأولى لذرة
Z* = z - s = 19 - 16.8 = 2.2	K البوتاسيوم
K⁺ → K²⁺ + e طاقة التأين الثانية	هي اقل من
K⁺ 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ (1s) ² (2s 2p) ⁸ (3s 3p) ⁸	قيمة Z*
S = 7 × 0.35 + 8 × 0.85 + 2 × 1 = 11.25	الثانية لايون
Z* = z - s = 19 - 11.25 = 7.75	K⁺ البوتاسيوم

ملاحظات :

س / احسب جهد التأين لعنصر ما ثم احسب السالبية الكهربية له ؟

Q/ Calculate the ionization potential of an element and then calculate its electrical negativity?

① $IP = \frac{(Z^*)^2}{(n)^2} * IP_H$

② $EN = \frac{1}{2} (IP + EA)$
هذه صيغة

مثال / احسب جهد التأين الاول لذرة الليثيوم ؟

Example / Calculate the first ionization potential of a lithium atom?



يجب ان يؤخذ بنظر الاعتبار عامل الحجب على الالكترون المراد ازاحته

$$S = (0 \times 0.35) + (2 \times 0.85) = 1.7$$

$$Z^* = 3 - 1.7 = 1.3$$

$$\text{IP}_1 = \text{IP}_H \times Z^{*2} / n^2 \longrightarrow (1.3)^2 / (2)^2 \times 2.1799 \times 10^{-11} \text{ erg} = 0.92 \times 10^{-11} \text{ erg} = 5.74 \text{ eV}$$

Electro Affinity

الاففة الالكترونية

هي مقياس للطاقة المتحررة عند اتحاد ذرة غازية متعادلة الشحنة وهي في ادنى حالات الطاقة بالكترون واحد معطية ايونا غازيا احادي الشحنة السالبة كما في المعادلة التالية :



طاقة الالفة الالكترونية الاولى تمتلك اشارة سالبة في المفهوم الترمودينمك لأنها تمثل تفاعل باعث للحرارة .

اما عند وجود اي زيادة من الالكترونات سوف تؤدي الى تفاعل ماص للحرارة وذلك نتيجة لقوى التنافر بين الالكترون والايون السالب لذلك تكون الالفة الالكترونية للأيونات السالبة الثنائية O^{2-} , S^{2-} تكون موجبة حسب مفهوم الترم وديناميكي , معظم العناصر لها الالفة الالكترونية سالبة وهذا يعني انها لا تتطلب طاقة لاكتساب الالكترون .

تستثنى من ذلك الغازات النبيلة حيث لها الافة الالكترونية موجبة , الالفة الالكترونية وطاقة التأين متشابهة جميعا في الزمرة الواحدة . ان طاقة التأين هي العملية العكسية للالفة الالكترونية وتدعى ايضا الالفة الالكترونية بالميل الالكتروني .

تزداد الالفة الالكترونية في الدورة الواحدة عند الانتقال من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذري مما يجعل الالكترونات في الغلاف الالكتروني الاخير قريب من قوة جذب النواة مما يسهل على النواة جذب الالكترون الجديد . من المتوقع ان العناصر التي تقع على يمين الجدول الدوري لها الافة الكترونية عالية حيث يكون تأثير شحنة النواة عالية وكذلك سهولة اضافة الالكترون الواحد الى المستوي الثانوي p مما يؤدي الى اكتمال الترتيب المغا $ns^2 np^6$

لغلافها الخارجي وهناك بعض الشواذ فالألفة الالكترونية للفلور اقل من الكلور بالرغم من ان للفلور ميلا عاليا لاكتساب الالكترون لكن يصح مشبع بسرعة بسبب صغر حجمه وزيادة التنافر الالكتروني . كذلك عنصر البريليوم لان اغلفته الالكترونية ممتلئة بالإلكترونات فهو مستقر , عنصر النتروجين لان اغلفته الالكترونية نصف ممتلئة بالإلكترونات فهو مستقر واخيرا الغازات النبيلة اغلفتها الالكترونية ممتلئة بالإلكترونات فهي مستقرة . اما في الزمرة ثقل طاقة اللفة الالكترونية من الاعلى الى الاسفل في الزمرة الواحدة مع زيادة العدد الذري في الجدول الدوري بسبب زيادة انصاف الاقطار كلما اتجهنا من الاعلى الى الاسفل مما يجعل الالكترونات في الغلاف الالكتروني الاخير بعيدة عن مركز جذب النواة وهذا يصعب على النواة جذب الالكترون الجديد .

ملاحظة: هنالك صعوبة في مقياس اللفة الالكترونية مما يتطلب استعمال طرق غير مباشرة اهما استخدام دورة بورن - هابر.

Electronegativity

السالبية الكهربائية

هي قوة ذرة في جزيئة على جذب الالكترونات نحوها وهي احد الخواص التي تتميز بها الذرة عندما تكون متحدة مع غيرها من الذرات وليس في حالتها المفردة . تزداد كلما زاد العدد الذري بالدورة الواحدة ولكنها ثقل في الزمرة . نلاحظ ان الذرات الصغيرة تجذب الالكترونات اكبر من الذرات الكبيرة ولذلك تميل لامتلاك قيم اعلى للكهروسالبية لذا نجد ان الفلور هو الاكثر سالبية كهربائية اما السيزيوم فهو اقل سالبية .

هنالك محاولات عديدة لقياس ومعرفة القيم الكمية للكهروسالبية ومنها :

1- طريقة مليكان : اعتبر العالم الامريكي روبرت مليكان ان الكهروسالبية للعنصر هي معدل طاقتين هما طاقة التأين وطاقة اللفة الالكترونية .

$$EN = \frac{1}{2} (IP + EA)$$

حيث ان طاقة التأين هي مقياس قابلية الذرة على اعطاء الالكترون واحد اما اللفة الالكترونية فهي مقياس لقابلية الذرة لجذب الالكترون .

ان هذه الطريقة صعبة القياس لان معظم العناصر لا توجد فيها طرق لقياس اللفة الالكترونية باستثناء عدد محدد جدا , كما ان تكوين الجزيئة قد يؤدي الى ان بعض الذرات لا تكون في حالتها المستقرة اي انها تكون في حالتها المثارة وهذا يعطي قيم لجهد التأين واللفة الالكترونية مختلفة عن حالة الاستقرار .

2- طريقة بولنك : قام العالم الأمريكي بولنك بتطبيق طريقة كمية اكثر استعمالا لحساب الكهروسالبيهة بالاعتماد على طاقة الاواصر التساهمية لجزيئات معينة .

استخدم بولنك فكرة السالبيهة الكهربية لتفسير ظاهرة طاقة الاصرة التساهمية بين ذرتين مختلفتين (A-B)، والتي يرمز لها بالرمز $D(AB)$.

$A-A + B-B \rightarrow 2AB$

طاقة الاصرة التساهمية تكون اكبر من تلك المحسوبة على اساس المتوسط الحسابي او الهندسي للاواصر (A-A) و (B-B).

اذا استخدمنا المتوسط الحسابي يمكن كتابة معادلة طاقة الاصرة كالآتي:

$D(AB) = \frac{1}{2} [D(AA) + D(BB)] + \Delta AB$

اطلق بولنك على ΔAB اسم (طاقة الريبزونانس الايوني)، ووجد ان ΔAB تزداد كلما زاد الفرق في السالبيهة الكهربية بين الذرتين المشتركتين في تكوين الاصرة، وبذلك يزداد الريبزونانس بين التراكيب المشاركة في تكوين الجزيئة وبالتالي تزداد طاقة الريبزونانس التي تساعد على استقرار الجزيئة.

يمكن حساب طاقة الجزيئة باستخدام المعدل الحسابي والمعدل الهندسي

A- Arithmetic mean

المعدل الحسابي

$$DAB = \frac{1}{2} (DAA + DBB)$$

DAB = The bond dissociation energy of AB

DAA= The bond dissociation energy of AA

ABB= The bond dissociation energy of BB

B- Geometric mean

المعدل الهندسي

$$DAB = (DAA \times DBB)^{1/2}$$

بما ان قيم النتائج العملية لطاقة الاصرة كانت اعلى من القيم النظرية في المعادلتين السابقتين ونظرا لوجود فرق في الكهروسالبيهة بين الذرتين لذا فان طاقة الاصرة التساهمية للجزيئة تكون اعلى من القيمة المحسوبة

$$\Delta AB = DAB - \frac{1}{2} (DAA + DBB)$$

ΔAB = طاقة الرنين النووي المغناطيسي

قراءة المثال في الكتاب صفحة 124

ملاحظات

تزداد السالبية الكهربائية بزيادة العدد التأكسدي للذرة وتزداد بزيادة العدد الذري للذرة والايونات المتشابهة في التركيب الإلكتروني . مثلا



* ان العناصر ذات السالبية العالية تقع في الزاوية العليا اليمنى في الجدول الدوري والعناصر ذات السالبية الكهربائية الواطئة تقع في الزاوية اليسرى السفلى في الجدول الدوري .

* اما الخاصية الفلزية فهي تسلك نفس سلوك نصف القطر اي تزداد في الزمرة الواحدة بزيادة العدد الذري عند الانتقال من اعلى الى اسفل وتقل بالدورة الواحدة بزيادة العدد الذري .

* اذا كان الفرق في السالبية الكهربائية لعنصرين في مركب واحد كبيرا فان الاصرة بينهما ايونية كما هو الحال في $\text{Na}^+ \text{F}^-$

* اذا كان الفرق في السالبية الكهربائية لعنصرين في مركب واحد صغيرا فان الاصرة بينهما تساهمية كما هو الحال في CSi_4

* في حين اذا كان الفرق في السالبية الكهربائية بين عناصر ذات سالبية كهربائية واطئة فان الاصرة بينهما تكون فلزية كما هو الحال في النحاس والقصدير .

Magnetic propertyالصفة المغناطيسية

في كل اوربیتال يوجد الالكتران واحد او اثنين فاذا كان الالكتران لوحده فان دورانه حول محوره يولد مجال مغناطيسي اما اذا كان معه الالكتران اخر فان مجال كل واحد منهم يلغي المجال المغناطيسي الذي يولده الالكتران الاخر او بمعنى اخر ان الاوربیتال يولد مجال مغناطيسي اذا كان حاوي على الالكتران واحد بينما لا يولد الاوربیتال مجال مغناطيسي اذا كان حاوي على الالكترانين . اي ذرة او جزيئة حاوية على الالكتران واحد او اكثر في الاوربیتال او الاوربیتال فانها تمتلك صفة بارا مغناطيسية تكون لها نفاذية عالية تجاه المجال المغناطيسي لذلك تتحرك من جهة المجال المغناطيسي الضعيف الى القوي وتظهر في مركبات الفلزات الانتقالية نتيجة لوجود الالكترونات d غير مزدوجة وفي مركبات اللانثينات والاكثينات نتيجة وجود الالكترونات غير مزدوجة في f وتظهر في بعض الجزيئات مثل NO_2 , O_2 اما اذا كانت الذرة او الجزيئة غير حاوية على الالكتران منفرد فانها تمتلك صفة دايا مغناطيسية تكون اقل نفاذية لخطوط المجال المغناطيسي فهي تميل للحركة من جهة المجال المغناطيسي القوي الى الضعيف .