الفصل الثاني

Scanned with CamScanner

بعض الخواص الدورية للعناصر

تطرقنا في الفصل السابق الى اعداد الكم وعلاقتها بالترتيب الالكتروني للعناصر وكذلك الى تصنيف هذه العناصر في الجدول الدوري وفي هذا الفصل سنقوم باعطاء فكرة مبسطة عن بعض الخواص الفيزيائية للعناصر ، والتي يمكن اتخاذها كقاعدة للتوصل للسلوك الكيميائي لهذه العناصر اعتمادا على مواقعها في الجدول الدوري .

الحجب Shielding or Screening

من المتوقع ان تزداد الطاقة اللازمة لانتزاع الالكترون من الذرة (اي طاقة التأين) بازدياد العدد الذري وذلك نظرا للاشارة السالبة للطرف الايمن في المعادلة المشتقة من قبل العالم بور لحساب طاقة الالكترون :

$$E = -\frac{2\pi^2 Z^2 e^4 m}{n^2 h^2}$$

Scanned with CamScanner

حيث يتضح من هذه المعادلة ان معدل الزيادة في شحنة النواة Z (العدد الذري) ، اكبر من معدل الزيادة في عدد الكم الرئيسي n . وتبعا لذلك يجب ان يكون لذرة الليثيوم Li $(Z = 3 , n = 2)$ طاقة تأين أعلى من طاقة تأين ذرة الهيدروجين $(Z = 1 , n = 1)$. ولكن الواقع غير ذلك ، حيث ان لذرة الليثيوم طاقة تأين واطئة تساوي 5.4 الكترون فولت في حين ان طاقة تأين ذرة الهيدروجين تساوي 13.6 الكترون فولت ويعود ذلك لسببين :

1- ان معدل المسافة للالكترون الواقع في 2s عن النواة اكبر من معدل المسافة للالكترون الواقع في 1s عنها (انظر الشكل 1-22) .

2- ان الالكترون الخارجي لذرة الليثيوم لايقع تحت تأثير الشحنة الكلية لنواة الليثيوم التي مقدارها (+3) بل ان هذا الالكترون يحس بشحنة نووية اقل من ذلك (أي بين +1 و +2) . وهذا يعود الى ان الكتروني الغلاف الاول في ذرة الليثيوم يحجبان شحنة النواة عن الكترون الغلاف الثاني .

ان الحجب لايكون تاما ، بل يخضع لمقدار اختراق (غور) (pentriating) الالكترون للاغلفة الثانوية باتجاه النواة . ولكن ذلك لايعني ان طاقة الالكترون 2s تتغير لدى اختراقها الغلاف الثانوي 1s ، وانما تحدد الطاقة بالشحنة المؤثرة للنواة Z^* والتي هي ، نوعا ما ، اقل من الشحنة النووية الحقيقية Z :

$$Z^* = Z - S$$

حيث S ثابت الحجب (Screening constant) ويعتمد مقدار الاختراق هذا على نوع المستوى الثانوي الذي يحتله الالكترون . فبسبب وجود نهاية عظمى (او أكثر) للمستويات الثانوية s قرب النواة ، فأن قدرة هذه المستويات على الاختراق كبيرة وتكون قابلية حجبها بالالكترونات الداخلية أقل من المستويات الثانوية ذات القيم الاكبر لعدد الكم الثانوي ℓ . وبالمقابل ، نجد ايضا ان قدرتها على الحجب أفضل نوعا ما من المستويات الثانوية الاخرى

Scanned with CamScanner

. وبالتالي فأن قدرة المستويات الثانوية على الاختراق تتغير بالاسلوب الاتي :-

$$s > p > d > f$$

واستنادا لذلك ، فان الكترونات المستوى الثانوي s تحس بشحنة نووية أكبر من تلك التي تحس بها الكترونات المستويات الثانوية p و d و f . كذلك فان هذه الالكترونات تحجب شحنة النواة عن الالكترونات الاخرى بدرجة اكبر مما تحجبه الكترونات المستويات الثانوية الاخرى .

ولغرض تفهم موضوعات عديدة لها علاقة بثابت الحجب مثل الحجم الذري والسالبية الكهربائية وطاقة التأين ، قام سليتر Slater بوضع مجموعة من القواعد الاولية لتقدير مدى الحجب التقريبي للالكترونات . ويمكن تلخيص هذه القواعد كالتالي :

a) لحساب ثابت الحجب S لالكترون ما في المستوى الثانوي ns او np نتبع الخطوات التالية :-

1- يكتب التركيب الالكتروني للعنصر من اليسار الى اليمين حسب الترتيب التالي :

(1s) (2s,2p) (3s,3p) (3d) (4s ,4p) (4d) (4f) (5s,5p)

2- ان الالكترونات التي تنتمي الى اية مجموعة تقع على يمين المجموعة ns np (اي تقع في غلاف " (n + 1) ") إو اكثر لاتساهم في قيمة ثابت الحجب .

3- ان كل الكترون ينتمي الى نفس الغلاف الرئيسي ns او np يحجب الالكترون المراد حساب ثابت الحجب له بمقدار 0.35 .

4- ان كل الكترون ينتمي الى الغلاف الرئيس (n-1) يحجب الالكترون المراد حساب ثابت الحجب له بمقدار 0.85 .

5- ان كل الكترون ينتمي الى الغلاف الرئيس (n-2) او اقل يحجب حجبا كاملا ، اي الى مدى = 1.

b) لحساب ثابت الحجب لالكترون مايقع في المستوى الثانوي nd او nf نستخدم القواعد السابقة فيما عدا القاعدتين 4 و 5 ، حيث تصبحان كالتالي :-

Scanned with CamScanner

جميع الالكترونات في المجموعات الواقعة الى يسار المجموعة nd او nf تحجب الالكترون المراد حساب ثابت الحجب له بمقدار يساوي 1 .

أمثلة :

1- احسب الشحنة المؤثرة للنواة التي يحس بها الالكترون التكافؤي في ذرة الاوكسجين .

الترتيب الالكتروني $_{8}O \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

بتطبيق قواعد سليتر يكون الترتيب الالكتروني كالاتي : $(1s)^2\ (2s2p)^6$

ثابت الحجب $S = (5 \times 0.35) + (2 \times 0.85) = 3.45$

$Z^* = Z - S$

الشحنة المؤثرة للنواة $Z^* = 8 - 3.45 = 4.55$

2- احسب الشحنة المؤثرة للنواة التي تحجب الالكترون التكافؤي في ذرة الكالسيوم

الترتيب الالكتروني $_{20}Ca \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

بتطبيق قواعد سليتر

$$(1s)^2\ (2s\ 2p)^8\ (3s\ 3p)^8\ (4s)^2$$

$$S = (1 \times 0.35) + (8 \times 0.85) + (10 \times 1) = 17.15$$

الشحنة المؤثرة للنواة $Z^* = 20 - 17.15 = 2.85$

3- احسب الشحنة المؤثرة للنواة التي يحس بها الكترون التكافؤ $(4s)$ في ذرة الخارصين .

الترتيب الالكتروني $_{30}Zn \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2$

بتطبيق قواعد سليتر يكون :

$$(1s)^2\ (2s\ 2p)^8\ (3s\ 3p)^8\ (3d)^{10}\ (4s)^2$$

$$S = (1 \times 0.35) + (18 \times 0.85) + (10 \times 1) = 25.65$$

Scanned with CamScanner

$$Z^* = Z - S$$

$$Z^* = 30 - 25.65 = 4.35$$

وللالكترون d في نفس الذرة

$$S = (9 \times 0.35) + (18 \times 1) = 21.15$$

$$Z^* = 30 - 21.15 = 8.85$$

ويمكننا الحصول على قيم الشحنة المؤثرة للنواة التي يحس بها الالكترون الاخير في ذرات عناصر الدورة الاولى والثانية باستعمال حسابات مماثلة كما هو مبين ادناه :

	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Nc
Z	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Z^*	1	1.65	1.3	1.95	2.6	3.25	3.9	4.55	5.2	5.85

كذلك يحس الالكترون الاخير في ذرات عناصر الفلزات القلوية بالشحنة المؤثرة المبينة ادناه :

	Li	Na	K	Rb	Cs
Z	3	11	19	37	55
Z^*	1.3	2.2	2.2	2.2	2.2

اما الكترون التكافؤ لذرات العناصر الانتقالية (الكترون 4s) فانه يحس بشحنة نووية مؤثرة وكما هو مبين ادناه :

	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Z	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Z^*	3	3.15	3.3	2.95	3.6	3.75	3.9	4.05	3.70	4.35

Scanned with CamScanner

طاقة التأين أو جهد التأين
Ionization energy or ionization potential

ان طاقة التأين (IP) هي مقياس مباشر لسهولة ازاحة الكترون في ذرة أيون وتعرف عادة على انها طاقة لازمة لازاحة الكترون واحد ازاحة كلية في ذرة غازية متعادلة وهي في ادنى حالات الطاقة لتكوين ايون غازي احادي الشحنة الموجب . وتدعى هذه طاقة التأين الاولى First ionization potental (IP_1) ولها يعود فقدان الالكترون الخارجي الاول في الذرة .

$$M_{(g)} \rightarrow M^{+}_{(g)} + e \qquad IP_1$$

وتكون طاقة التأين عادة موجبة الاشارة لانها من النوع الماص للحرارة (endothermic) . ويمكن التعبير عنها بوحدات الكيلو جول مول$^{-1}$ ($KJ\ mol^{-1}$) أو كيلو سعرة مول$^{-1}$ ($K\ Cal\ mol^{-1}$) او بالالكترون فولت (eV) . اما العلاقة التي تربط بين هذه الوحدات فهي كالتالي :

$$1\ eV = 23.069\ KCal\ mol^{-1} = 96.487\ KJ\ mol^{-1}$$

كذلك من الممكن ازالة اكثر من الكترون واحد وعندها تدعى الطاقة الضرورية لازالة هذه الالكترونات بطاقة التأين الثانية 2nd. ionization potential (IP_2) والثالثة 3rd. ionization potential (IP_3) ، والرابعة 4th. ionization potential (IP_4) ..... الخ .

وهذا يوضح ان لكل عنصر عدد من جهود التأين يساوي عدد الكترونات ذلك العنصر ، ولعل ابسط مثال على ذلك هو التأينات الثلاثة التالية لذرة الليثيوم التي تمتلك الترتيب الالكتروني ($1s^2\ 2s^1$) :

$$Li_{(g)} \rightarrow Li^{+}_{(g)} + e \qquad IP_1 = 5.392\ eV$$

$$Li^{+}_{(g)} \rightarrow Li^{2+}_{(g)} + e \qquad IP_2 = 75.626\ eV$$

$$Li^{2+}_{(g)} \rightarrow Li^{3+}_{(g)} + e \qquad IP_3 = 122.45\ eV$$

Scanned with CamScanner

وكما هو متوقع فأنه من الصعوبة ازالة الكترون من ايون موجب مقارنة بازالته في ذرة متعادلة ، حيث يتضح من المثال السابق ان هناك زيادة كبيرة في طاقات التأين وعلى الترتيب التالي :-

$$IP_1 < IP_2 < IP_3 < ..... < IP_n$$

يوضح الجدول (2-1) التسلسل في الزيادة في طاقات التأين الاولى والثانية والثالثة .. الخ لبعض العناصر . وتعود هذه الزيادة الى عوامل عديدة تتأثر بها قيم جهد التأين لالكترون معين وهذه العوامل هي :-

1- بعدّ الالكترون عن النواة او بمعنى أدق نصف القطر الفعلي للذرة أو الايون . وبصورة عامة ، كلما ابتعد الالكترون عن النواة كلما قلت قوة ارتباطه بها وبالتالي قلت قيمة طاقة التأين .

ان الدورات الافقية في الجدول (2-2) توضح كيف تقل طاقة التأين لذرة ، اي تزداد سهولة ازاحة الالكترون بازدياد حجمها .

2- الشحنة المؤثرة للنواة Effective nuclear charge (Z^*)

والتي بدورها تعتمد على مدى حجب الالكترونات المتبقية للالكترون المراد ازاحته من ذرة ما . وعلى العموم يؤدي ازدياد مقدار الحجب عند ثبوت العوامل الاخري الى نقصان التأين والعكس بالعكس .

3- نوع الالكترون المزاح ان كان من نوع s او p او d او f . عند التأمل في دالة التوزيع نصف القطري للالكترونات (شكل 1-22 الفصل الاول) يلاحظ ان الالكترون في المستوى الثانوي s له كثافة الكترونية ملحوظة قرب النواة اي انه يتغلغل قريبا من النواة بدرجة كبيرة . وبناءا على ذلك نتوقع ان تجري عملية ازالة الالكترون من المستوى الثانوي s بصعوبة كبيرة . ومن المعلومات التي وفرتها منحنيات التوزيع نصف القطري للالكترونات التي لها نفس عدد الكم الاساسي ولكنها تختلف في عدد الكم الثانوي ، ان تغلغل الالكترونات يتناقص تبعا للتسلسل التالي s>p>d>f . ويمثل هذا الترتيب ايضا تدرج الزيادة في مدي ارتباط الالكترون بالنواة بشرط تساوي العوامل الاخرى .

Scanned with CamScanner

جدول 2-1 : يبين الزيادة في طاقات التأين المتعددة لبعض العناصر .

العنصر	طاقة التأين (الكترون فولت)						
	1st	2nd	3rd	4th	5th	6th	7th
	$M \rightarrow M^{+}$	$M^{+} \rightarrow M^{2+}$	$M^{2+} \rightarrow M^{3+}$	$M^{3+} \rightarrow M^{4+}$	$M^{4+} \rightarrow M^{5+}$	$M^{5+} \rightarrow M^{6+}$	$M^{6+} \rightarrow M^{7+}$
H	13.58						
He	24.58	54.40					
Li	5.39	75.62					
Be	9.31	18.22	153.90				
B	8.30	25.16	37.91	259.30			
C	11.25	24.38	47.86	67.49	392.07		
N	14.50	29.58	47.43	77.45	97.91		
O	13.57	35.11	54.89	77.21	113.90	138.04	
F	17.41	34.97	62.65	87.15	114.31	157.11	184.99

Scanned with CamScanner

وهذه الاختلافات في مدى تغلغل الالكترونات التي تختلف في قيم العدد ℓ يمكن ان تكون ذا اعتبارات هامة في تفسير انقطاع التدرج في جهد التأين للعناصر التي تتميز بمستويات ثانوية p او d نصف ممتلئة .

4- تأثير شحنة الايون (العدد التأكسدي للذرة) : ان زيادة فقدان الالكترونات يتسبب في زيادة شحنة النواة Z^* ، مما يؤدي الى نقص نصف القطر الفعلي للذرة او الايون ، حيث تكون نتيجتها زيادة حادة في قوة الجذب بين الالكترونات المتبقية والشحنة النووية الفعلية للذرة ، لذلك فأن جهد التأين لذرة معينة يزداد بازدياد عددها التأكسدي . يوضح لنا الشكل (2-1) الحجوم الفعلية النسبية لـ Li , Li^+ , Li^{2+} .

كذلك فأن العمود الطولي في الجدول (2-2) يؤكد على سهولة تكوين الايون ذات الشحنة الواطئة مثل Na^+ وصعوبة تكوين الايون ذات الشحنة العالية مثل Al^{3+} .

في ضوء هذه العوامل فأن الزيادة الكبيرة في طاقات التأين المتعاقبة لذرة الليثيوم (المثال السابق) ولاية ذرة اخرى يجب ان تكون مفهومة لنا على اعتبار ان ازاحة الالكترون الاول تسبب نقصانا في مقدار الحجب بالنسبة للالكترون الذي يليه رغم انه لايؤثر على مقدار شحنة النواة . بالاضافة الى التجاذب الحاصل بين الالكترون المراد ازاحته والشحنة (الشحنات) الموجبة على الايون

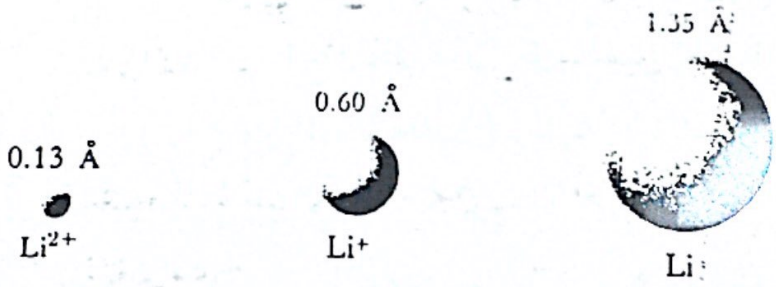
اما انماط تغير طاقة التأين في الجدول الدوري فيمكن تفسيرها في ضوء العوامل التي مر ذكرها سابقا ، واعتمادا على قيم جهد التأين الاول لعناصر الجدول الدوري الموضحة في جدول (2-3) ، حيث يتبين من هذا الجدول مايلي :

1- ضمن الدورة الواحدة ، نجد ان هناك اتجاها هاما لازدياد طاقة التأين مع زيادة العدد الذري وذلك نتيجة للزيادة المستمرة لـ Z^* من اليسار

Scanned with CamScanner

جدول 2-2 : تقل طاقة التأين (الكترون فولت) لذرات العناصر بازدياد حجمها

$Li \rightarrow Li^+$	$Na \rightarrow Na^+$	$K \rightarrow K^+$	$Rb \rightarrow Rb^+$	$Cs \rightarrow Cs^+$
5.21	4.979	4.226	4.017	3.807
$e \rightarrow Be^{2+}$	$Mg \rightarrow Mg^{2+}$	$Ca \rightarrow Ca^{2+}$	$Sr \rightarrow Sr^{2+}$	$Ba \rightarrow Ba^{2+}$
26.57	21.76	17.24	16.02	14.60
$B \rightarrow B^{3+}$	$Al \rightarrow Al^{3+}$	$Sc \rightarrow Sc^{3+}$	$Y \rightarrow Y^{3+}$	$La \rightarrow La^{3+}$
56.23	50.99	42.55	37.75	34.93



الشكل 2-1 : معدل نصف القط الذري لاصرة احادية لذرة الليثيوم بالمقارنة مع معدل نصف القطر الايوني Li^+ ونصف قطر بور المحسوب لايون الليثيوم Li^{2+} .

الى اليمين يتبعها تقلص في الحجم الذري وانخفاض في قيمة ثابت الحجب .ولكن هناك عوامل عديدة تجعل الزيادة المستمرة في طاقة التأين عبر الدورة الواحدة ليس منتظما ، فمثلا ، عند الانتقال من Li الى Ne نلاحظ نقطتي انعطاف في التغيير ، الاولى من Bc الى B والثانية من N الى O ، كما يتضح من الشكل (2-2) . ويعود السبب في ذلك الى ان

Scanned with CamScanner

الالكترون المراد انتزاعه في كل من B و N يحتل احد الاوربيتالات p وبصورة انفرادية وهو من الالكترونات الاقل نفاذية او غورا باتجاه النواة من الالكترون s في ذرتي Li و Be وعليه فهو اسهل انتزاعا من الكترونهما .

اما السبب في زيادة طاقة التأين الاولى لعنصر النيتروجين مقارنة بتلك لعنصر الاوكسجين فيعود لكون اوربيتالات 2p في عنصر النيتروجين نصف ممتلئة . وان اضافة الكترون آخر الى اوربيتال نصف ممتلىء (كما في عنصر الاوكسجين) فانه سوف يعاني تنافرا مع الالكترون الموجود اصلا في الاوربيتال ، وعليه يسهل انتزاعه .

2- ضمن المجموعة الواحدة يقل مقدار طاقة التأين بازدياد العدد الذري للعناصر .ويعود ذلك الى ازدياد نصف القطر الذري للعنصر بازدياد عدده الذري على الرغم من ازدياد تأثير شحنة النواة والتي تعمل باتجاه معاكس لهذا الاسلوب في التغيير .

يوضح الشكل (2-3) التغيير في طاقة التأين الاولى لعناصر الفلزات القلوية.

3- تحتل الغازات النبيلة اعلى مقادير لطاقة التأين نظرا للاستقرار الكبير للبنية الالكترونية المكتملة في حين تحتل الفلزات القلوية أدنى مقادير الطاقة وتتناقص طاقة التأين عبر المجموعة بازدياد العدد الذري شكل (2-4) .

4- عند الذهاب من العنصر الاخير لدورة واحد الى العنصر الاول من دورة اخرى ، اي من He الى Li ومن Ne الى Na مثلا ، هناك تبدل كبير في قيم طاقة التأين ويعود السبب في ذلك الى الزيادة الحاصلة في حجم الذرات عند الانتقال من دورة الى اخرى تبعا للتغيير في عدد الكم الرئيسي .

لحساب جهد تأين ذرة الهيدروجين والذرات الشبيهة بالهيدروجين يمكننا الاعتماد على قانون بور لحساب طاقة الالكترون :

Scanned with CamScanner

جدول 2-3: طاقات التأين الاول $\Delta H / KJ\ mol^{-1}$

1 H 1300																	2 He 2370
3 Li 525	4 Be 906											5 B 805	6 C 1090	7 N 1400	8 O 1310	9 F 1680	10 Ne 2080
11 Na 500	12 Mg 742											13 Al 583	14 Si 792	15 P 1060	16 S 1000	17 Cl 1260	18 Ar 1520
19 K 424	20 Ca 596	21 Sc 638	22 Ti 667	23 V 654	24 Cr 659	25 Mn 722	26 Fe 768	27 Co 763	28 Ni 742	29 Cu 751	30 Zn 915	31 Ga 583	32 Ge 768	33 As 972	34 Se 947	35 Br 1140	36 Kr 1350
37 Rb 408	38 Sr 554	39 Y 642	40 Zr 676	41 Nb 659	42 Mo 700	43 Tc 705	44 Ru 730	45 Rh 751	46 Pd 809	47 Ag 738	48 Cd 872	49 In 562	50 Sn 713	51 Sb 839	52 Te 876	53 I 1010	54 Xe 1170
55 Cs 382	56 Ba 508	57 La 546	72 Hf 537	73 Ta 583	74 W 776	75 Re 768	76 Os 847	77 Ir 893	78 Pt 872	79 Au 897	80 Hg 1010	81 Tl 596	82 Pb 722	83 Bi 780	84 Po 818	85 At —	86 Rn 1040
87 Fr 387	88 Ra 516	89 Ac 675															

58 Ce 671	59 Pr 562	60 Nd 613	61 Pm 562	62 Sm 546	63 Eu 554	64 Gd 600	65 Tb 654	66 Dy 663	67 Ho —	68 Er —	69 Tm —	70 Yb 604	71 Lu 487
90 Th 680	91 Pa -	92 U 391	93 Np —	94 Pu —	95 Am —	96 Cm —	97 Bk —	98 Cf --	99 Es —	100 Fm —	101 Md —	102 No —	103 Lr —

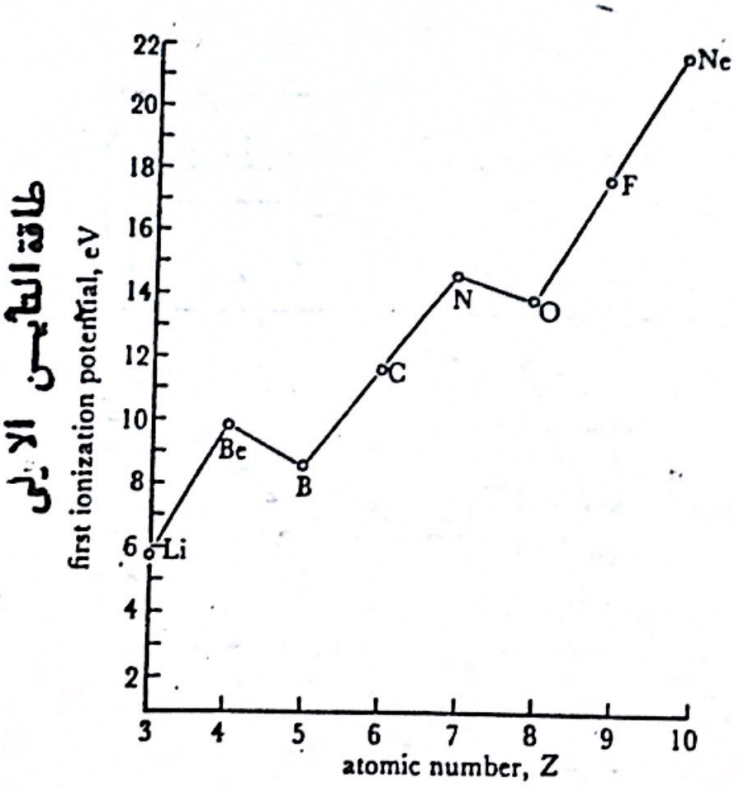
Scanned with CamScanner

$$E = \frac{2\pi^2 m Z^2 e^4}{h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

وبما ان جهد التأين (IP) لذرة هو أقل طاقة لازمة لازالة الكترون بصورة كلية من الذرة وهي في الحالة الغازية المستقرة ، لذلك ستكون قيمة n_2 مساوية الى ∞ وعليه :

$$IP = \frac{2\pi^2 m Z^2 e^4}{n^2 h^2}$$

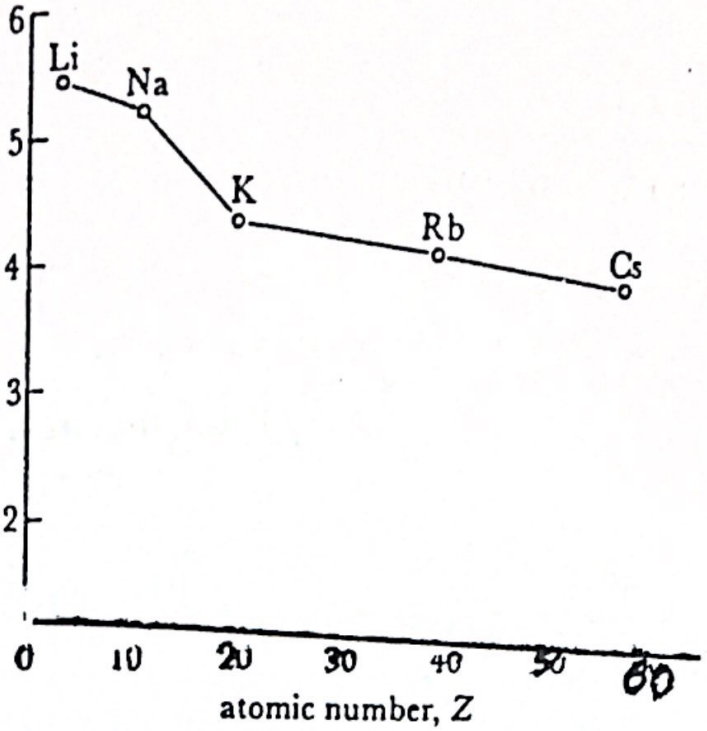
(لاحظ ان الاشارة السالبة في هذه المعادلة قد حذفت والسبب هو ان IP تعني سحب الالكترون من الذرة وهي في حالة معكوسة لما تعنيه المعادلة السالبة الاشارة لطاقة الالكترون المستقر في المدار النوني (معادلة 14 الفصل الاول) .



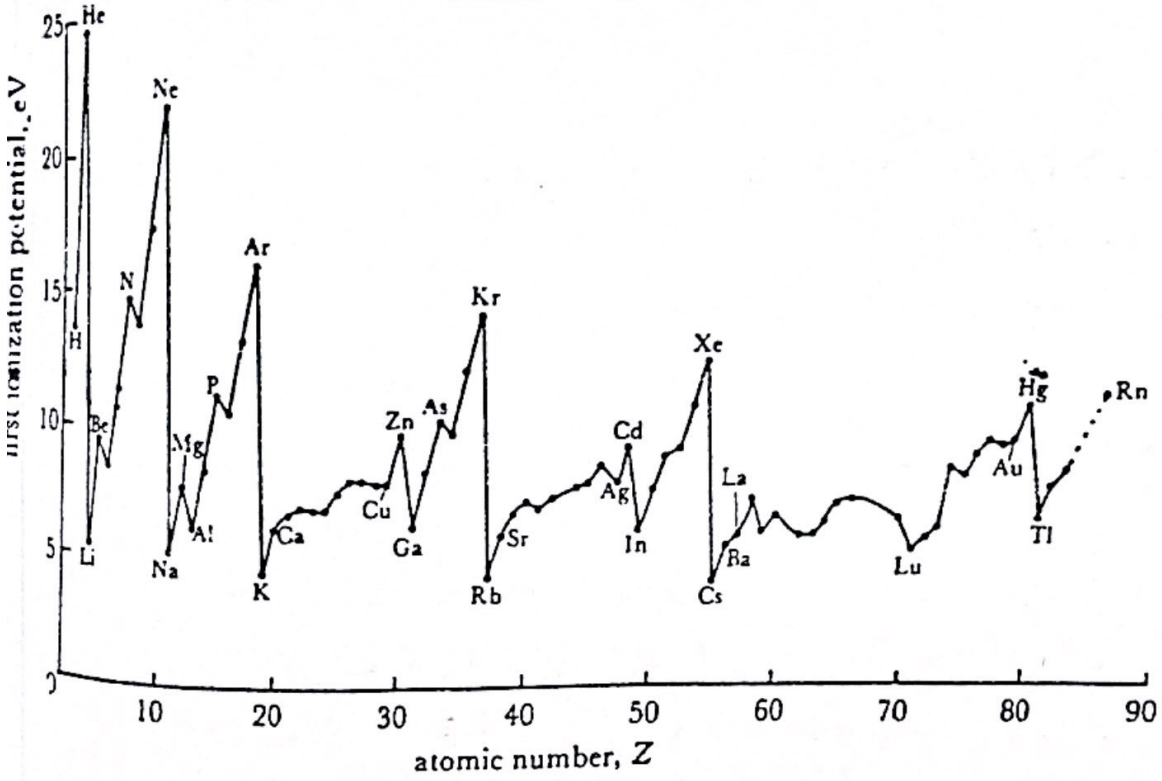
(العدد الذرى) الشكل 2

الشكل 2-2: التغيير في طاقات التأين خلال الدورة الواحدة في الجدول الدوري.

Scanned with CamScanner



الشكل 2-3 : التغيير في طاقات التأين خلال المجموعة الواحدة في الجدول الدوري .



الشكل 2-4: تغيير طاقة التأين الاولى مع العدد الذري .

Scanned with CamScanner

مثال (1)

احسب جهد التأين لذرة الهيدروجين :

$$H_{(g)} \rightarrow H^{+} + e \qquad \Delta E = IP$$

في الحالة المستقرة للذرة فان (n=1) وبذلك تكون :

$$IP = \frac{2(3.1416)^2(9.1085\times10^{-28}\,g)(1)^2(4.8032\times10^{-10}\,e.s.u.)^4}{(1)^2(6.6252\times10^{-27}\,erg.sec.)^2}$$

$$= 2.1799 \times 10^{-11}\ erg.$$

$$1\ erg = 6.2419 \times 10^{11}\ eV.$$

اي ان :

$$IP = (2.1799 \times 10^{-11}\ erg.)(6.24145 \times 10^{11}\ eV\ erg^{-1})$$

$$= 13.6\ eV.$$

علما ان القيمة التجريبية لجهد تأين ذرة الهيدروجين تساوي (13.595) الكترون فولت .

مثال (2)

احسب جهد التأين الثالث لذرة الليثيوم . ان بالامكان حساب جهد التأين لذرة احادية الالكترون بالاعتماد على جهد تأين ذرة الهيدروجين كمايلي :

$$IP = Z^2\ IP_H$$

ان ذرة الليثيوم تتألف من نواة شحنتها (+3) (Z=3) وثلاثة الكترونات ، تمتلك ثلاثة جهود تأين كما موضح مسبقا . ولحساب جهد التأين الثالث لذرة الليثيوم فأن :

Scanned with CamScanner

$$IP_3 = (3)^2 (2.179 \times 10^{-11} \text{erg})$$

$$= 1.9619 \times 10^{-10} \text{ erg} = 122.45 \text{ eV}.$$

ولابد من الاشارة هنا الى ان هذه القيمة تتطابق مع القيمة العملية المقاسة لجهد التأين الثالث لذرة الليثيوم والتي تساوي 122.45 الكترون فولت .

مثال (3)

احسب جهد التأين الاول لذرة الليثيوم .

لحساب جهد التأين لذرة الليثيوم والذي يتمثل بالمعادلة التالية :

$$Li_{(g)} (1s^2 2s^1) \rightarrow Li^+_{(g)} (1s^2) \quad IP_1$$

فيجب ان يؤخذ بنظر الاعتبار عامل الحجب وتأثير شحنة النواة (Z^*) على الالكترون المراد ازاحته في مستوى الطاقة (n=2) .

وببساطة فأن :-

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

$$= 1.7$$

$$Z^* = Z - S$$

$$= 3 - 1.7 = 1.3$$

$$IP_1 = \frac{2\pi^2 m(Z^*)^2 e^4}{n^2 h^2}$$

او بعبارة اخرى فأن :

$$IP_1 = \frac{(Z^*)^2}{n^2} IP_H$$

Scanned with CamScanner

حيث ان IP_H هي طاقة تأين ذرة الهيدروجين ومقدارها $(2.1799 \times 10^{-11}$ erg)

$$\therefore IP_1 = \frac{(1.3)^2}{(2)^2} (2.1799 \times 10^{-11} \text{ erg.})$$

$$= 0.92 \times 10^{-11} \text{ erg.} = 5.748 \text{ eV.}$$

الالفة الالكترونية Electron affinity (EA)

كما ان طاقة التأين هي مقياس للطاقة اللازمة لحث الذرة علي فقدان الكترون وتكوين ايون موجب ، فان الالفة الالكترونية لذرة عنصر معين هي مقياس للطاقة المتحررة عند اتحاد ذرة غازية متعادلة الشحنة وهي في ادنى حالات الطاقة بالكترون واحد مولدة ايونا غازيا احادي الشحنة السالبة في ادنى حالات الطاقة . اي انها تمثل الطاقة المصاحبة للتفاعل التالي :

$$X_{(g)} + e \rightarrow X^-_{(g)}$$

ان من السهولة ان نبين ان قبول الالكترونات من قبل العناصر اللافلزية النشطة هو تفاعل طارد للحرارة في البداية ، لكن سرعان ماتصبح الذرات مشبعة وتصل الى حالة الاستقرار . وعند هذا الحد نجد ان اية زيادة في الالكترونات تؤدي الى تفاعل ماص للحرارة ، نظرا للقوى التنافرية بين الالكترون والايون السالب . وهكذا تكون الالفة الالكترونية للايونات السالبة الثنائية O^{2-} و S^{2-} موجبة الاشارة في المفهوم الثرموديناميكي ، حيث ان عملية تكوين الايون O^{2-} من ذرة الاوكسجين ، مثلا ، تكون على مرحلتين ، الاولى هي تكوين O^- وتكون هذه العملية باعثة لطاقة مقدارها (142.3 كيلو جول مول$^{-1}$) بينما تكون عملية اضافة الالكترون الثاني (الالفة الثانية EA_2) ماصة للطاقة بمقدار

Scanned with CamScanner