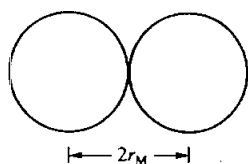


บทที่ 2

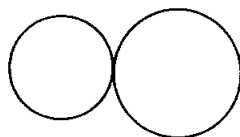
ตารางธาตุและสมบัติตามตารางธาตุ Periodic Table and Periodic Properties

นักเคมีอนินทรีย์ให้ความสำคัญกับตารางธาตุทั้งนี้เพราะถือว่าตารางธาตุมีคุณค่าในการช่วยจัดระเบียบของธาตุต่างๆและยังเป็นเครื่องมือช่วยให้ความเข้าใจพร้อมทั้งทำนายโครงสร้างทางเคมี สมบัติและปฏิกิริยาต่างๆ เมนเดลีฟ (Mendeleev) และมีเยอร์ (Meyer) ได้จัดลำดับของธาตุตามน้ำหนักอะตอมและจัดกลุ่มของธาตุที่มีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกัน ธาตุที่อยู่ในแนวนอนเรียกว่า คาบ (period) ส่วนคอลัมน์ในแนวตั้งเรียกว่า หมู่ (group) การจัดตารางธาตุได้พัฒนามาตามลำดับหลังจากการค้นพบธาตุใหม่ๆและการสังเคราะห์ธาตุใหม่ๆจนมาเป็นรูปแบบที่ทันสมัยซึ่งแสดงไว้ในที่ปกด้านในของหนังสือเล่มนี้ การแบ่งส่วนต่างๆของตารางธาตุแสดงในรูปที่ 2.1 ให้สังเกตว่าการใส่ชื่อหมู่ในประเทศสหรัฐอเมริกาจะแตกต่างจากทางยุโรป ล่าสุดนี้สมาพันธ์ระหว่างชาติของเคมีบริสุทธิ์และเคมีประยุกต์ (IUPAC) ได้เสนอแนะให้ใช้เป็นหมู่ 1 จนถึงหมู่ 18 ตลอดแถว

ส่วนต่างๆของตารางธาตุได้แก่ หมู่ 1 โลหะอัลคาไล (Alkali Metals) หมู่ 2 โลหะอัลคาไลเอิร์ธ (Alkali Earth Metals) หมู่ 11 โลหะคอยเนจ (Coinage Metals) หมู่ 16 ฮาลโคเจน (Chalcogens) หมู่ 17 ฮาโลเจน (Halogens) หมู่ 18 โนเบิลก๊าซ (Noble Gases) รวมทั้ง โลหะทรานซิชัน (Transition Metals) อนุกรมแลนทาไนด์ (Lanthanides) และ อนุกรมแอกติไนด์ (Actinides) ได้แสดงไว้ในรูปที่ 2.1 สำหรับอนุกรมแลนทาไนด์และแอกติไนด์ซึ่งมี f- เวเลนซ์ออร์บิทัล บางครั้งเรียกว่า อนุกรมทรานซิชันภายใน (inner-transition) ธาตุในหมู่เดียวกันจะมีโครงสร้างของเวเลนซ์อิเล็กตรอนเหมือนกันและมีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกัน ธาตุซึ่งมีเลขอะตอมตั้งแต่ 111 ขึ้นไปปัจจุบันยังไม่พบ ส่วนธาตุที่ 104-110 ได้มีการค้นพบแล้ว จากทฤษฎีนิวเคลียร์ธาตุหนักบางธาตุมีครึ่งชีวิตนานมาก ดังนั้นจึงยังอยู่ในช่วงที่คำนวณและทำนายพฤติกรรมตามตารางธาตุอยู่ในขณะนี้



(ก)



(ข)

รูปที่ 2.2 (ก) รัศมีโลหะ

(ข) รัศมีไอออน

ตารางที่-2.1 แสดงค่ารัศมีโลหะ (เมื่อมีเลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 12) ส่วนตาราง
ที่ 2.2 แสดงค่ารัศมีไอออน (ค่าในวงเล็บถึงเลขโคออร์ดิเนชัน)

ตารางที่ 2.1 ค่ารัศมีโลหะ (Å)

Li	Be																		
1.57	1.12																		
Na	Mg																		Al
1.91	1.60																		1.43
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga							
2.35	1.97	1.64	1.47	1.35	1.29	1.27	1.26	1.25	1.25	1.28	1.37	1.53							
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn						
2.50	2.15	1.82	1.60	1.47	1.40	1.35	1.34	1.34	1.37	1.44	1.52	1.67	1.56						
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi					
2.72	2.24	1.72	1.59	1.47	1.41	1.37	1.35	1.36	1.39	1.44	1.55	1.71	1.75	1.82					

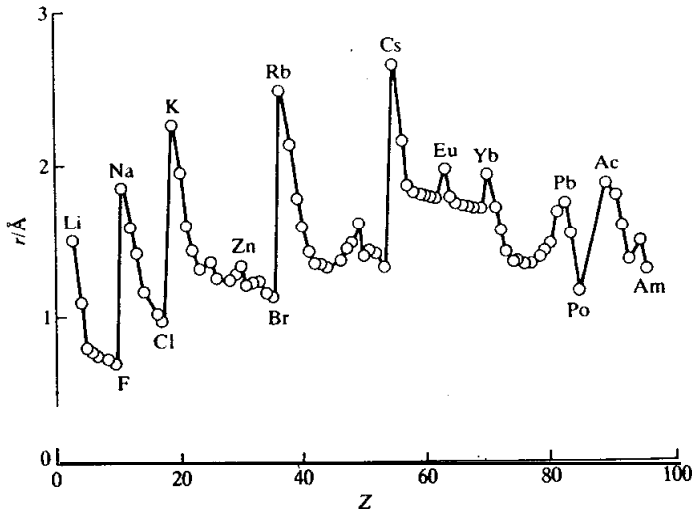
ที่มา : A.F. Wells, Structural *Inorganic* Chemistry, 5th edn, Clarendon Press, Oxford (1984)

ตารางที่ 2.2 ค่ารัศมีไอออน (\AA)

$\text{Li}^+ (4)$ 0.59	$\text{Be}^{2+} (4)$ 0.27	$\text{B}^{3+} (4)$ 0.12	C	N^{3-} 1.71	$\text{O}^{2-} (6)$ 1.40	$\text{F}^- (6)$ 1.33
$\text{Na}^+ (6)$ 1.02	$\text{Mg}^{2+} (6)$ 0.72	$\text{Al}^{3+} (6)$ 0.53	Si	P^{3-} 2.12	$\text{S}^{2-} (6)$ 1.84	$\text{Cl}^- (6)$ 1.81
$\text{K}^+ (6)$ 1.38	$\text{Ca}^{2+} (6)$ 1.00	$\text{Ga}^{3+} (6)$ 0.62	Ge	As^{3-} 2.22	$\text{Se}^{2-} (6)$ 1.98	$\text{Br}^- (6)$ 1.96
$\text{Rb}^+ (6)$ 1.49	$\text{Sr}^{2+} (6)$ 1.16	$\text{In}^{3+} (6)$ 0.79	Sn	Sb^{3-}	$\text{Te}^{2-} (6)$ 2.21	$\text{I}^- (6)$ 2.20
$\text{Cs}^+ (6)$ 1.70	$\text{Ba}^{2+} (6)$ 1.36	$\text{Tl}^{3+} (6)$ 0.88	Pb	Bi^{3-}	Po^{2-}	At^-

ที่มา : R.D. Shannon and C.T. Prewitt, *Acta Crystallogr. B* 25, 925 (1969)

รัศมีทั้งสองแบบแสดงการแปรผัน (variation) ซึ่งเป็นองค์ประกอบสำคัญในการใช้อธิบายเคมีอนินทรีย์ โดยที่เมื่อเติมอิเล็กตรอนเข้าไปตามคาบเป็นลำดับนั้น ถือว่าเข้าไปในชั้น (shell) เดียวกัน ขณะเดียวกันค่าของประจุนิวเคลียสที่ยังผล (effective nuclear charge) ก็เพิ่มขึ้นตามคาบและจะดึงดูดอิเล็กตรอนให้อัดแน่นเข้า (compact) ดังนั้นแนวโน้มของรัศมีโลหะ และรัศมีไอออนตามคาบจะลดลง แต่เมื่อหมดคาบแล้วอิเล็กตรอนตัวต่อไปจะเข้า



รูปที่ 2.3 การแปรผันของรัศมีตามตารางธาตุ (สังเกตการหดของรัศมีหลังจากกลุ่มแลนทาไนด์ในคาบที่ 6)

ที่ชั้นซึ่งเลขควอนตัมหลัก(n) สูงขึ้น รัศมีจึงใหญ่ขึ้น เนื่องจากชั้นใหม่จะล้อมรอบชั้นในซึ่งมีอิเล็กตรอนบรรจุเต็มแล้ว นั่นคือในคาบถัดมารัศมีของอะตอมหรือไอออนจะใหญ่กว่าคาบเดิม ตัวอย่างเช่น รัศมีของ Li และ K ดังนั้นแนวโน้มของรัศมีจะเพิ่มขึ้นเมื่อลงมาตามหมู่รูปที่ 2.3 แสดงการแปรผันของรัศมีอะตอมของธาตุ

ในคาบที่ 6 ซึ่งมีธาตุทรานซิชันแถวที่สามค่ารัศมีโลหะจะใกล้เคียงกับธาตุทรานซิชันแถวที่สองมาก(ตารางที่ 2.1) ค่ารัศมีที่ลดลงต่ำกว่าค่าที่ควรเป็นนี้เรียกว่า การหดตัวของแลนทาไนด์ (lanthanide contractions) ซึ่งนี้มาจากการที่ธาตุทรานซิชันในแถวที่สามนั้นมีธาตุที่แทรกอยู่ข้างหน้า 14 ธาตุใน f-บล็อก คือ 4f-ออร์บิทัล มีอิเล็กตรอนบรรจุอยู่เต็ม ออร์บิทัลเหล่านี้มีการกั้นกันน้อย แรงดึงดูดของประจุนิวเคลียสที่มีต่ออิเล็กตรอนจะเพิ่มมากใน f-ออร์บิทัล ทำให้อะตอมอัดกันแน่นขนาดเล็กลง (ธาตุในกลุ่มนี้เรียกว่าแลนทาไนด์)

นอกจากการหดตัวของแลนทาไนด์แล้ว เราจะเห็นว่าเกิดปรากฏการณ์แบบเดียวกันนี้ในอนุกรมธาตุทรานซิชันแถวที่หนึ่งและแถวที่สองด้วย ทั้งนี้เพราะมี d-อิเล็กตรอนซึ่งมีการกั้นกันน้อยเช่นกัน ตัวอย่างเช่น Sc(1.64 Å) และ Ni(1.25 Å) หรือ Y(1.81 Å) และ Ru(1.34 Å)

2.2 พลังงานออร์บิทัลของอะตอมหลายอิเล็กตรอน(Orbital Energies for Many- Electron Species)

ในหัวข้อ 1.10 เราได้กล่าวถึงระบบที่มีอิเล็กตรอนหลายตัว ซึ่งพลังงานแต่ละออร์บิทัลไม่เท่ากันเนื่องจากผลของการกั้น(shielding effect) ได้มีผู้พัฒนาวิธีหลายวิธีที่จะคำนวณพลังงานของออร์บิทัล ในปี 1930 สเตเตอร์(Stater) ได้เสนอกฎอย่างง่ายในการหาค่าคงที่การกั้น(S) เพื่อใช้ในการหาค่าคงที่ของออร์บิทัล ต่อมาไม่นาน คลีเมนไท(clementi) และ รามอนได(Raimondi) ได้เสนอเซต(set) ของกฎที่ใช้คำนวณการกั้น ซึ่งอิเล็กตรอนตัวหนึ่งในออร์บิทัลที่ nth ใดๆจะได้รับด้วยวิธีการคำนวณจาก ฟังก์ชันคลื่นเซลฟ์คอนซิสเท็นต์ฟิลด์ (Self-Consistent field wave-functions) ดังนี้:

$$S_{1s} = 0.300 (1s-1) + 0.0072 (2s+2p) + 0.0158 (3s+3p+3d+4s+4p)$$

$$S_{2s} = 1.7208 + 0.3601 (2s+2p-1) + 0.2062 (3s+3p+3d+4s+4p)$$

$$S_{2p} = 2.5787 + 0.3326 (2p-1) - 0.0773 (3s) - 0.0161 (3p+4s) - 0.0048 (3d) \\ + 0.0085 (4p)$$

$$S_{3s} = 8.4927 + 0.2501 (3s+3p-1) + 0.0778 (4s) + 0.3382 (3d) + 0.1978 (4p)$$

$$S_{3p} = 9.3345 + 0.3803 (3p-1) + 0.0526 (4s) + 0.3289 + 0.1558 (4p)$$

$$S_{4s} = 15.505 + 0.0971 (4s-1) + 0.833 (3d) + 0.0687 (4p)$$

$$S_{3d} = 13.5894 + 0.2693 (3d-1) + 0.1065 (4p)$$

$$S_{4p} = 24.7782 + 0.2905 (4p-1)$$

เมื่อค่า S_{nl} เป็นแฟคเตอร์ของการกั้น (shielding factor) ทั้งหมดของอิเล็กตรอนตัวที่
เราสนใจ และค่า nl ในวงเล็บแทนจำนวนอิเล็กตรอนที่อยู่ในออร์บิทัล nl นั้นๆ

ตัวอย่างที่ 1 จงคำนวณค่าการกั้น และ ประจุนิวเคลียสที่ยังผลของ

(ก) เวเลนซ์อิเล็กตรอนของ ${}_7\text{N}$

(91) s- อิเล็กตรอนใน ${}_{30}\text{Zn}$

(ค) 3d-อิเล็กตรอนใน ${}_{30}\text{Zn}$

วิธีทำ

(ก) เวเลนซ์อิเล็กตรอนของ ${}_7\text{N}$

$$S_{2p} = 2.5787 + 0.3326 (3-1) = 3.2439$$

$$Z^* = Z \cdot \Sigma S = 7 \cdot 3.2439 = 3.7561$$

(ข) 4s-อิเล็กตรอนใน ${}_{30}\text{Zn} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

$$S_{4s} = 15.505 + 0.0971 (2-1) + 0.833 (10) = 23.9321$$

$$Z^* = Z \cdot \Sigma S = 30 \cdot 23.9321 = 6.0697$$

(ค) 3d-อิเล็กตรอนใน ${}_{30}\text{Zn} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

$$S_{3d} = 13.5894 + 0.2693 (10-1) = 16.0131$$

$$Z^* = Z - S = 30 - 16.0131 = 13.9869$$

เราสามารถคำนวณพลังงานของออร์บิทัลได้จากสมการ

$$E = \frac{-13.6eV(Z^*)^2}{(n^*)^2} \quad (2.1)$$

เมื่อ n^* คือ เลขควอนตัมที่ยังผล (effective quantum number) สำหรับ 3 ชั้นแรก

$$n^* = n$$

ตัวอย่างที่ 2 จงหาพลังงานออร์บิทัลของ B อะตอม

วิธีทำ B อะตอมในสถานะพื้น $1s^2 2s^2 2p^1$

$$S_{1s} = 0.300 (2-1) + 0.0072 (2+1) = 0.322$$

$$S_{2s} = 1.7208 + 0.3601 (2+1-1) = 2.441$$

$$S_{2p} = 2.5787 + 0.3326 (1-1) = 2.579$$

คำนวณพลังงานจากสมการ (2.1) ได้ดังนี้

$$E_{1s} = \frac{-13.6(5.000 - 0.322)^2}{1^2} = -298 \text{ eV}$$

$$E_{2s} = \frac{-13.6(5.000 - 2.441)^2}{2^2} = -22.3 \text{ eV}$$

$$E_{2p} = \frac{-13.6(5.000 - 2.579)^2}{2^2} = -19.9 \text{ eV}$$

ตารางที่ 2.3 แสดงพลังงานออร์บิทัลของ 19 ธาตุซึ่งคำนวณโดยวิธีนี้ ต้องระลึกเสมอว่าตัวเลขเหล่านี้เป็นการคำนวณจากแบบจำลองหนึ่งเท่านั้นจะถือเป็นค่าที่แน่นอนไม่ได้ แต่ให้ดูแนวโน้มที่เกิดขึ้น

ตารางที่ 2.3 พลังงานออร์บิทัลของ 19 ธาตุ คำนวณโดยวิธีของคลีเมนไท และ ไรมอนไดค (eV)

ธาตุ	1s	2s	2p	3s	3p	4s
H	-14					
He	-39					
Li	-99	-6				
Be	-185	-12				
B	-298	-22	-20			

ตารางที่ 2.3 (ต่อ)--

ธาตุ	1s	2s	2p	3s	3p	4s
C	-437	-35	-32			
N	-604	-50	-48			
O	-797	-68	-66			
F	-1017	-89	-88			
Ne	-1264	-113	-113			
Na	-1536	-146	-159	-10		
Mg	-1833	-184	-213	-16		
Al	-2157	-225	-271	-24	-20	
Si	-2508	-271	-336	-34	-28	
P	-2884	-322	-408	-46	-36	
S	-3287	-376	-488	-59	-46	
Cl	-3717	-436	-574	-74	-57	
Ar	-4173	-499	-667	-91	-69	
K	-4655	-566	-767	-96	-90	-12

จากการสังเกตตามตารางที่ 2.3 เราจะพบว่า

1. เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น พลังงานในออร์บิทัลชนิดเดียวกันจะเป็นลบมากขึ้นแสดงว่าเสถียรภาพเพิ่มขึ้น ทั้งนี้เนื่องจากแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิตย์ (electrostatic attraction)
2. ในแวนอนของตารางธาตุ การกั้นซึ่งเพิ่มขึ้นจะไม่สมบูรณ์ นั่นคือเมื่อเพิ่มอิเล็กตรอนเข้าไปหนึ่งตัว จะไม่เท่ากับที่เพิ่มโปรตอนเข้าไปที่นิวเคลียส ดังนั้นเมื่อเปรียบเทียบ 2-p ออร์บิทัลของ B C และ N ค่า Z^* จะเพิ่มขึ้น (แม้ว่าจะไม่มาก) ทำให้พลังงานออร์บิทัลลดลง
3. ค่าพลังงานใน 2s-เวเลนซ์ออร์บิทัลของ Li เท่ากับ -6 อิเล็กตรอนโวลต์ ซึ่งมีค่าน้อยที่สุด ขณะเดียวกันเวเลนซ์ออร์บิทัลของ Na (3s) และ K (4s) ก็มีพลังงานออร์บิทัลน้อยเช่นกัน จะเห็นว่าพื้นฐานการจัดตารางธาตุ 3 ธาตุนี้ควรจัดอยู่ในหมู่เดียวกันของ

ตารางธาตุ

4. ธาตุที่มีตำแหน่งว่าง (vacancy) ในอะตอมมีคอร์บิทัลซึ่งเสถียรที่สุดคือ F (-88 อิเล็กตรอนโวลต์ สำหรับตำแหน่งว่างในชั้น 2p) ซึ่งมีผลอย่างมากเกี่ยวกับลักษณะเฉพาะของการเกิดพันธะของ F

5. ข้อยกเว้น (exceptions) ที่เกี่ยวกับลำดับทั่วไปของเสถียรภาพของคอร์บิทัลจะเห็นได้จาก 2p-คอร์บิทัลของธาตุหลังจาก Ne ไปแล้วจะมีความเสถียรมากกว่า 2s-คอร์บิทัล ซึ่งทำให้วิธีการของคลีเมนไทและไรมอนไคยังเป็นที่น่าสงสัยอยู่

เพื่อที่จะให้เข้าใจยิ่งขึ้นให้เปรียบเทียบพลังงานคอร์บิทัลของอะตอมกับแคตไอออน และแอนไอออนของธาตุเดียวกัน ตัวอย่างเช่นพลังงานคอร์บิทัลของโบรอน (B)

	$B^+ (1s^2 2s^2)$	$B (1s^2 2s^2 2p^1)$	$B^- (1s^2 2s^2 2p^2)$
E_{1s}	-298 eV	-298 eV	-297 eV
E_{2s}	-29 eV	-22 eV	-16 eV
E_{2p}		-20 eV	-1.5 eV

ค่าดังกล่าวนี้เป็นค่าประมาณ แต่แสดงให้เห็นแนวโน้มว่าการที่อิเล็กตรอนหลุดออกไปจะลดการกั้น มีผลให้เพิ่มเสถียรภาพของเวเลนซ์คอร์บิทัล แต่จะได้ผลกลับกันถ้าเพิ่มอิเล็กตรอนเข้าไป

2.3 พลังงานไอออนไนเซชัน (Ionization Energies)

พลังงานไอออนไนเซชัน (IE) นิยามได้ว่าเป็นพลังงานที่ต้องการในการดึงอิเล็กตรอนหนึ่งตัวออกจากอะตอมหรือไอออนในสถานะก๊าซ ขบวนการนี้เป็น ขบวนการเอนโดเทอร์มิก* (endothermic) เสมอ นั่นคือ $\Delta H > 0$

* ขบวนการเอนโดเทอร์มิก : เป็นขบวนการที่ระบบมีพลังงานต่ำกว่าสิ่งแวดล้อม จึงต้องดูดพลังงานความร้อนจากสิ่งแวดล้อมเข้าไป

สำหรับสมการทั่วไป



ค่าพลังงานไอออไนเซชันเป็นบวกเสมอ และเนื่องจากเป็นไปได้ที่จะดึงอิเล็กตรอนออกจากอะตอมได้มากกว่า 1 ตัว ดังนั้นเราจึงสนใจพลังงานไอออไนเซชันที่ 1 ที่ 2 และที่ 3 ตามลำดับ



ตัวอย่างเช่น



ลำดับของพลังงานที่ต้องใช้นั้น $IE_1 < IE_2 < \dots < IE_n$ ทั้งนี้เนื่องจากอิเล็กตรอนซึ่งหลุดออกไปเรื่อยๆจะต้องถูกดึงออกจากไอออนที่มีประจุบวกมากขึ้นตามลำดับดังสมการข้างบน

วิธีการวัดค่าพลังงานไอออไนเซชันวิธีหนึ่ง ก็คือโฟโตอิเล็กตรอนสเปกโตรสโคปี (photoelectron spectroscopy) โดยการให้พลังงานโฟตอนแสงเดี่ยว (monochromatic photons) ผ่านตัวอย่างแล้ววัดสเปกตรัมของพลังงานจลน์ของอิเล็กตรอนที่ถูกยิงออกไป พลังงานจลน์ของอิเล็กตรอนจะสอดคล้องกับแต่ละระดับพลังงานของอะตอมตัวอย่าง จากนั้นจึงคำนวณค่าพลังงานไอออไนเซชันจากกฎของไอน์สไตน์ คือ

$$h\nu = IE + E_k \quad (2.6)$$

เมื่อ $h\nu$ = พลังงานโฟตอน

IE = พลังงานไอออไนเซชัน

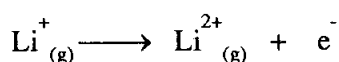
E_k = พลังงานจลน์ของอิเล็กตรอน

กฎนี้เรียกว่า **ไอน์สไตน์โฟโตอิเล็กทริก (Einstein photoelectric law)** ซึ่งกล่าวว่า พลังงานส่วนเกินของโฟตอนหลังจากที่ใช้ในขบวนการไอออไนเซชันแล้วก็คือ พลังงานจลน์

ของอิเล็กตรอนที่หลุดออกมานั้นเอง เมื่อเราทราบพลังงานของโฟตอน วัดพลังงานจลน์ของอิเล็กตรอนได้ก็สามารถคำนวณค่าพลังงานไอออไนเซชันได้

การประมาณค่าพลังงานไอออไนเซชันเราสามารถทำได้โดยถือว่าค่าพลังงานนี้เท่ากับผลต่าง ระหว่างพลังงานรวมที่ยึดอะตอมไว้ กับพลังงานรวมที่ยึดอิเล็กตรอนไว้เมื่ออิเล็กตรอนหลุดไป พลังงานรวม (binding energy) ดังกล่าวหาได้จากผลรวมของพลังงานของอิเล็กตรอนในชั้นต่างๆ นั่นคือ จำนวนอิเล็กตรอนในแต่ละชั้นคูณ (13.6) $\left[\frac{Z-S}{n^*}\right]^2$ โดยทั่วไปมักจะคิดเปรียบเทียบเฉพาะชั้นเวเลนซ์ออร์บิทัลซึ่งมีการเปลี่ยนแปลงจำนวนอิเล็กตรอน

ตัวอย่าง จงคำนวณพลังงานไอออไนเซชันที่ 2 ของ Li



Li^+ มีโครงสร้างอิเล็กตรอน = $1s^2$

$$S_{1s} = 0.300 (2-1) = 0.300$$

ดังนั้น $E_{\text{binding}} = (2) (13.6) \left[\frac{3-0.300}{1}\right]^2 = 198.288 \text{ eV}$

ส่วน Li^{2+} มีโครงสร้างอิเล็กตรอน = $1s^1$

$$S_{1s} = 0.300 (1-1) = 0.000$$

ดังนั้น $E_{\text{binding}} = (1) (13.6) \left[\frac{3-0.000}{1}\right] = 122.4 \text{ eV}$

ดังนั้นพลังงานไอออไนเซชันที่ 2 ของ Li = $198.288 - 122.4 = 75.888 \text{ eV}$

จะเห็นว่าใกล้เคียงกับค่าในตารางที่ 2.5 คือ 75.638 eV และค่าพลังงานไอออไนเซชันที่ 3 สามารถหาได้โดยที่ Li^{3+} ไม่มีอิเล็กตรอนเหลืออยู่เลย ($1s^0$) ดังนั้นพลังงานที่ยึดอิเล็กตรอนไว้ในชั้น 1s เท่ากับศูนย์ นั่นคือพลังงานไอออไนเซชันที่ 3 = $122.4 - 0.0 = 122.4 \text{ eV}$

ตารางที่ 2.5 แสดงค่าพลังงานไอออไนเซชันที่ 1 2 และ 3 (eV) รวมทั้งค่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีของธาตุด้วย

ตารางที่ 2.5 ค่าพลังงานไอออไนเซชันที่ 1, 2 และ 3 และค่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีที่ 1 ของธาตุ 1-95

เลขอะตอม	ธาตุ	EA ₁	IE ₁	IE ₂	IE ₃
1	H	0.75	13.598		
2	He	-0.22	24.587	54.416	
3	Li	0.62	5.392	75.638	122.45
4	Be	-2.5	9.322	18.211	153.893
5	B	0.28	8.298	25.154	37.930
6	C	1.27	11.260	24.383	47.887
7	N	0.07	14.534	29.601	47.448
8	O	1.46	13.618	35.116	54.934
9	F	3.40	17.422	34.970	62.707
10	Ne	-0.3	21.564	40.962	63.45
11	Na	0.55	5.139	47.286	71.64
12	Mg	-0.15	7.646	15.035	80.143
13	Al	0.46	5.986	18.828	28.447
14	Si	1.39	8.151	16.345	33.492
15	P	0.74	10.486	19.725	30.18
16	S	2.08	10.360	23.33	34.83
17	Cl	3.62	12.967	23.81	39.61
18	Ar	-0.36	15.759	27.629	40.74
19	K	0.50	4.341	31.625	45.12
20	Ca	-1.8	6.113	11.871	50.908
21	Sc	0.14	6.54	12.80	24.76
22	Ti	0.08	6.82	13.58	27.49
23	V	0.5	6.74	14.65	29.310
24	Cr	0.66	6.166	16.50	30.96
25	Mn	0	7.435	15.640	33.661
26	Fe	0.25	7.870	16.18	30.651
27	Co	0.7	7.86	17.06	33.50
28	Ni	1.15	7.635	18.168	35.17
29	Cu	1.23	7.726	20.292	36.83
30	Zn	-0.49	9.394	11.964	39.722
31	Ga	0.3	5.999	20.51	30.71
32	Ge	1.2	7.899	15.934	34.22

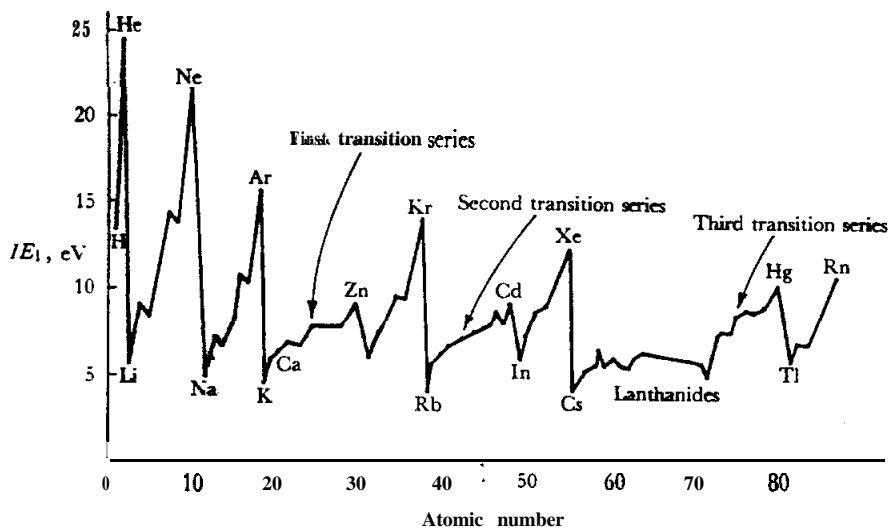
ตารางที่ 2.5 (ต่อ)

เลขอะตอม	ธาตุ	EA ₁	IE ₁	IE ₂	IE ₃
33	As	0.8	9.81	18.633	28.351
34	Se	2.02	9.752	21.19	30.820
35	Br	3.36	11.814	21.8	36
36	Kr	-0.40	13.999	24.359	36.95
37	Rb	0.49	4.177	27.28	40
38	Sr	-1.7	5.695	11.030	43.6
39	Y	0	6.38	12.24	20.52
40	Zr	0.43	6.84	13.13	22.99
41	Nb	1.0	6.88	14.32	25.04
42	Mo	0.75	7.099	16.15	27.16
43	Tc		7.28	15.26	29.54
44	Ru	1.5	7.37	16.76	28.47
45	Rh	1.14	1.46	18.08	31.06
46	Pd	0.56	8.34	19.43	32.93
47	Ag	1.30	7.576	21.49	34.83
48	Cd	-0.33	8.993	16.908	37.48
49	In	0.3	5.786	18.869	28.03
50	Sn	1.25	7.344	14.632	30.502
51	Sb	1.05	8.641	16.53	25.3
52	Te	1.97	9.009	18.6	27.96
53	I	3.06	10.451	19.131	33
54	Xe	-0.42	12.130	21.21	32.1
55	Cs	0.47	3.894	25.1	
56	Ba	-0.5	5.212	10.004	
57	La	0.5	5.577	11.06	19.175
58	Ce		5.47	10.85	20.20
59	Pr		5.42	10.55	21.62
60	Nd		5.49	10.72	
61	Pm		5.55	10.90	
62	Sm		5.63	11.07	
63	Eu		5.67	11.25	
64	Gd		6.14	12.1	
65	Tb		5.85	11.52	
66	Dy		5.93	11.67	

ตารางที่ 2.5 (ต่อ)

เลขอะตอม	ธาตุ	EA_1	IE_1	IE_2	IE_3
61	Ho		6.02	11.80	
68	Er		6.10	11.93	
69	T m		6.18	12.05	23.7 1
70	Yb		6.254	12.17	25.2
71	L U		5.426	13.9	
72	Hf	-0.8	7.0	14.9	23.3
73	Ta	0.32	7.89		
74	W	0.82	7.98		
75	Re	0.15	7.88		
76	Os	1.1	8.7		
77	Ir	1.6	9.1		
78	Pt	2.1	9.0	18.563	
79	AU	2.31	9.225	20.5	
80	Hg	-0.63	10.437	18.756	34.2
81	Tl	0.3	6.108	20.428	29.83
82	P b	0.37	7.416	15.032	31.937
83	Bi	0.95	7.289	16.69	25.56
84	PO		8.48		
85	At				
86	Rn	-0.42	10.748		
87	Fr	0.46			
88	Ra		5.279	10.147	
89	Ac		6.9	12.1	
90	T h			11.5	20.0
91	Pa				
92	U				
93	Np				
94	PU		5.8		
95	A m		6.0		

รูปที่ 2.4 แสดงพลังงานออร์บิทัลในเซชันที่ 1 ซึ่งแปรตามเลขอะตอม จะเห็นว่าค่า IE_1 ที่มากที่สุดในแต่ละแถวได้แก่ โนเบิลก๊าซ (หมู่ 18)



รูปที่ 2.4 พลังงานออร์บิทัลในเซชันที่ 1 ของธาตุแปรตามเลขอะตอม

2.4 อิเล็กตรอนแอฟฟินิตี (Electron Affinities)

อิเล็กตรอนแอฟฟินิตี (EA) คือพลังงานที่ถูกปล่อยออกมาเมื่ออะตอมหรือไอออนในสถานะก๊าซได้รับอิเล็กตรอนหนึ่งตัว



จากนิยาม ให้สังเกตว่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีจะเป็นบวกถ้าเป็น *ขบวนการเอกโซเทอร์มิก** (exothermic) และจากสมการ (2.7) ถ้าผันกลับ (reverse) ก็คือพลังงานออร์บิทัลในเซชันที่ศูนย์ (zeroth IE) ของแอนไอออน $M_{(g)}^-$ นั่นเอง

ธาตุส่วนใหญ่จะมีค่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีที่ 1 (EA_1) เป็นบวก นั่นคือการเติมอิเล็กตรอนเข้าไปยังอะตอมที่เป็นกลาง โดยปกติจะเป็นการคายความร้อน แต่ธาตุในหมู่ 2 และหมู่ 18 จะเป็นข้อยกเว้น (ดูในตาราง 2.5) ทั้งนี้เพราะธาตุทั้งสองหมู่นั้น ถ้าได้รับอิเล็ก

* ขบวนการเอกโซเทอร์มิก : เป็นขบวนการที่ระบบมีพลังงานสูงกว่าสิ่งแวดล้อม จึงคายพลังงานส่วนเกินออกสู่ภายนอก

ตรอนเพิ่มอีกจะต้องเริ่มชั้นย่อย (subshell) ใหม่ (np สำหรับหมู่ 2 และ (n+1)s สำหรับหมู่ 18) ซึ่งจะเข้ายากเพราะเสถียรภาพของออร์บิทัลดังกล่าวนี้ต่ำ ส่วนค่า EA_2 หรือมากกว่านั้นจะเป็นการดูดความร้อนเสมอ เนื่องจากมีแรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนเพิ่มขึ้น ตัวอย่างเช่น ออกไซด์ไอออน O^{2-} จะไม่เสถียรในสถานะก๊าซเนื่องจากขบวนการ



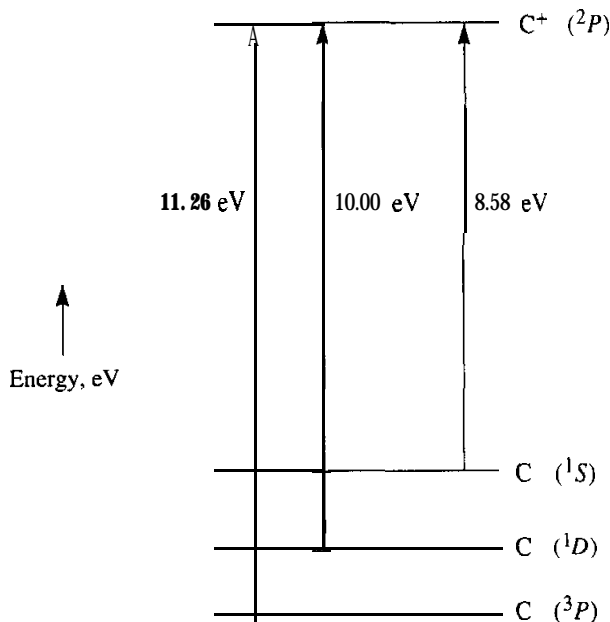
ดังนั้นเราจะพบออกไซด์ไอออนในสถานะของแข็ง (solids) เป็นส่วนใหญ่ จากตารางที่ 2.5 จะเห็นว่าค่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีมีแนวโน้มเพิ่มตามคาบในแนวนอนและลดลงเมื่อลงมาในหมู่เดียวกันเช่นเดียวกับพลังงานไอออไนเซชัน แต่ก็ยังมีข้อยกเว้นต่างๆ ตัวอย่างเช่น ค่า EA_1 ของ N จะน้อยกว่าของ C ซึ่งเมื่อเขียนโครงสร้างอิเล็กตรอนที่เกี่ยวข้องจะเห็นว่าเนื่องจากผลของพลังงานสหสัมพันธ์ (correlation energy) ที่นำแปลกอีกประการหนึ่ง ก็คือค่า EA_1 ที่เป็นลบมากที่สุดของธาตุได้แก่ของ Cl ซึ่งตามแนวโน้มน่าจะเป็น F ทั้งนี้เพราะ F มีขนาดเล็กทำให้เกิดแรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนมากกว่าไนแอนไอออน แต่ Cl มีขนาดใหญ่กว่าผลจึงน้อยกว่า ลักษณะเช่นเดียวกันนี้เกิดขึ้นในหมู่ 16 ด้วย ซึ่งค่า EA_1 ที่เป็นการคายความร้อนมากที่สุดในกลุ่มได้แก่ S ซึ่งอยู่ลำดับที่สองของหมู่นั้น

2.5 ค่าพลังงานไอออไนเซชันของสถานะเวเลนซ์ (Valence State Ionization Energies)

เราได้กล่าวถึงพลังงานออร์บิทัลมาแล้วในตารางที่ 2.3 ค่าเหล่านั้นมีประโยชน์ในการดูแนวโน้มของพลังงาน อย่างไรก็ตามค่าที่ถูกต้องแน่นอน จำเป็นต้องคำนวณจากการทดลองโดยเฉพาะสำหรับเวเลนซ์อิเล็กตรอน ข้อมูล (data) เหล่านี้ได้จากสเปกโทรสโคปีของอิเล็กตรอนเรียกว่า พลังงานไอออไนเซชันของสถานะเวเลนซ์* (VSIE's)

* พลังงานไอออไนเซชันของสถานะเวเลนซ์ (VSIE) : บางครั้งอาจใช้เป็นไอออไนเซชันโพเทนเชียลของเวเลนซ์ออร์บิทัล (VOIP) แทนก็ได้

วิธีการคิด จะยกตัวอย่าง C ซึ่งเราทราบแล้วว่าจากบทที่หนึ่งว่า โครงแบบสถานะพื้น $2p^2$ นั้นมีระดับพลังงานต่างกัน 3 ระดับ นั่นคือ 3P 1D และ 1S และเป็นไปได้ที่จะดึงเอาอิเล็กตรอนออกจากสถานะใดสถานะหนึ่งก็ได้ เพื่อจะให้ได้เป็น $C^+ 2p^1$ ในสถานะพื้น คือ 2P ซึ่งมีสถานะเดียวกัน



รูปที่ 2.5 การหาพลังงานไอออไนเซชันของสถานะเวเลนซ์ที่เกิดจาก 3P , 1D และ 1S ของ $C 1s^2 2s^2 2p^2$

จะเห็นว่าค่าพลังงานไอออไนเซชันที่ต่างกันถึง 3 ค่าจากสถานะพื้นของ C ที่เป็นไปได้ ค่าพลังงานไอออไนเซชันจากการทดลองเท่ากับ 11.26 eV (3P) 10.00 eV (1D) และ 8.58 eV (1S) ประชากรสัมพันธ์ (relation populations) ของสถานะเหล่านี้เหมือนกับคิเจนเนอเรซี คือ 9 : 5 : 1 ดังนั้นพลังงานไอออไนเซชันเฉลี่ยตามน้ำหนักสามารถคำนวณได้ดังนี้

$$IE_{\text{aver}} = \frac{9(11.26) + 5(10.00) + 1(8.58)}{15} = 10.66 \text{ eV}$$

ซึ่งถือเป็นค่า VSIE ของ 2p ออร์บิทัลของ C เป็นต้น ตารางที่ 2.6 แสดงค่า VSIE's ซึ่งคำนวณได้โดยวิธีนี้ จะเห็นว่าแนวโน้มเหมือนกับพลังงานออร์บิทัล แต่อาจมีค่าต่างกันเล็กน้อย

ตารางที่ 2.6 พลังงานออร์บิทัลของสถานะเวเลนซ์ (eV)

ธาตุ	1s	2s	2p	3s	3p	4s	4p
H	13.6						
He	24.6						
Li		5.4					
Be		9.3					
B		14.0	8.3				
C		19.4	10.6				
N		25.6	13.2				
O		32.3	15.8				
F		40.2	18.6				
Ne		48.5	21.6				
Na				5.1			
Mg				7.6			
Al				11.3	5.9		
Si				14.9	7.7		
P				18.8	10.1		
S				20.7	11.6		
Cl				25.3	13.7		
Ar				29.2	15.8		
K						4.3	
Ca						6.1	
Zn						9.4	

ตารางที่ 2.6 (ต่อ)

ธาตุ	1s	2s	2P	3s	3p	4s	4P
Ga						12.6	6.0
Ge						15.6	1.6
As						17.6	9.1
Se						20.8	10.8
Br						24.1	12.5
Kr						27.5	14.3

2.6 อิเล็กโตรเนกาติวิตี (Electronegativity)

ไลนัส พอลลิง (Linus Pauling) เป็นผู้นิยามอิเล็กโตรเนกาติวิตีว่าเป็น “อำนาจ (power) ของอะตอมในโมเลกุลในการดึงดูดอิเล็กตรอนเข้าหาตัวเอง” จากนิยามนี้จะเห็นว่า อะตอมที่มีเวเลนซ์ออร์บิทัลที่มีเสถียรภาพที่สุดน่าจะมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูง ฉะนั้นธาตุที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีมากที่สุดน่าจะเป็น Ne เนื่องจากเวเลนซ์ออร์บิทัล (2s และ 2p) เสถียรที่สุด (ตารางที่ 2.6) อย่างไรก็ตามเรายังไม่พบสารประกอบที่เสถียรของ Ne ดังนั้นนิยามของพอลลิงจึงประยุกต์ใช้กับกาซเฉื่อยไม่ได้ (He, Ne, Ar, เป็นต้น) สำหรับธาตุที่เหลืออื่นๆ F มีค่าเวเลนซ์ออร์บิทัลที่เสถียรที่สุด ดังนั้นจึงมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีมากที่สุด

ตารางที่ 2.7 ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของพอลลิง

H 2.20							He
Li 0.98	Be 1.57	B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
Na 0.93	Mg 1.31	Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.68	Cl 3.16	Ar
K 0.82	Ca 1.00	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.0
Rb 0.82	Sr 0.95	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.10	I 2.66	Xe 2.6
Cs 0.79	Ba 0.89	Tl 2.04	Pb 2.33	Bi 2.02			

จากตารางที่ 2.7 แนวโน้มในตารางธาตุตามคาบ ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีจะเพิ่มขึ้น และลดลงในหมู่เดียวกัน เหมือนกับค่าพลังงานไอออไนเซชัน และอิเล็กตรอนแอฟฟินิตี

แนวโน้มที่สำคัญของค่าที่แปรผัน (vary) ไปของอิเล็กโตรเนกาติวิตีซึ่งเกี่ยวข้องกับ ชนิดของออร์บิทัล และประจุยังมี

1. สำหรับออร์บิทัลในอะตอมเดียวกัน ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีจะลดลงจาก $1s > 2s > 2p > 3s > \dots$

2. สำหรับธาตุใดๆ ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีจะลดลงเมื่อจำนวนอิเล็กตรอนเพิ่มขึ้น $M^{2+} > M^+ > M > M^- > M^{2-} > \dots$

ได้มีผู้เสนอค่าทางปริมาณของอิเล็กโตรเนกาติวิตีหลายวิธี ค่าเดิมของพอลลิงมาจาก พลังงานพันธะ (bond energies) โดยนิยามว่า ในโมเลกุล AB ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีที่ต่างกันของ A และ B เนื่องจากความแตกต่างของพลังงานพันธะของ A-B กับค่าเฉลี่ยทาง เรขาคณิตของพลังงานพันธะ A-A และ B-B นั่นคือ

$$|\chi_A - \chi_B| = 0.1017 \times \sqrt{\Delta} \quad (2.8)$$

เมื่อ χ_A และ χ_B เป็นค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของอะตอม A และ B ตามลำดับ

$$\text{และ ค่า } \Delta = E(A-B) - \sqrt{E(A-A) \times E(B-B)} \text{ kJ}$$

โดยที่ $E(A-B)$ $E(A-A)$ และ $E(B-B)$ เป็นพลังงานพันธะของโมเลกุล AB A_2 และ B_2 ตามลำดับ ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของพอลลิงถือว่าเป็นการวิเคราะห์จากพลังงาน โมเลกุล ไม่ได้ใช้สมบัติอะตอม

ส่วนอลเรด และ โรโซว์ (Allred and Rochow) ใช้ค่าประจุนิวเคลียสที่ยังผล (Z^*) จำนวนแรงทางไฟฟ้าสถิตย์ของนิวเคลียส และ อิเล็กตรอนชั้นนอกสุด ดังสมการ

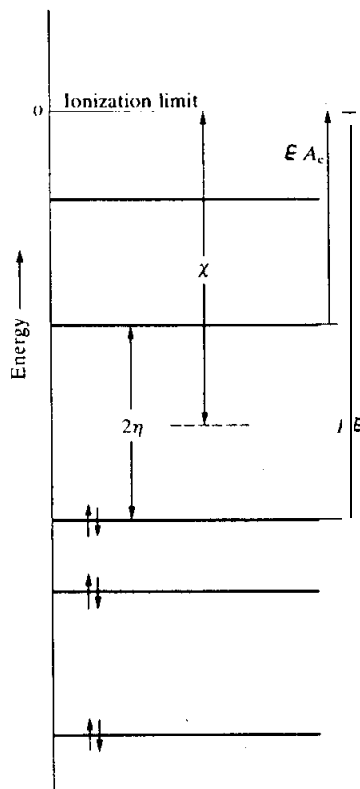
$$\chi_{AR} = \frac{3590Z^*}{r^2} + 0.744 \quad (2.9)$$

เมื่อ χ_{AR} เป็นอิเล็กโตรเนกาติวิตี และ r คือรัศมีโคเวเลนต์เป็นพิโกเมตร(pm)

ก่อนหน้านี้ โรเบิร์ต มุลลิเกน (Robert Mulliken) ได้นิยามค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสัมบูรณ์ (absolute electronegativity) ว่า เป็นค่าเฉลี่ยของ IE_1 และ EA_1 ของอะตอมนั้นคือ

$$\chi_M = \frac{IE_1 + EA_1}{2}$$

ค่า IE และ EA ในนิยามนี้สัมพันธ์กับสถานะที่เจาะจง (specified state) ของอะตอมซึ่งเรียกว่า *สถานะเวเลนซ์* (valence state) สถานะเวเลนซ์นี้คือ สถานะของอะตอมเมื่อถือว่าเป็นส่วนหนึ่งของโมเลกุล ด้วยเหตุนี้ค่า IE และ EAที่จะใช้ในการคำนวณ χ_M จึงเป็นค่าผสมที่ได้จากสถานะทางสเปกตรัมซึ่งเราจะไม่เข้าไปถึงการคำนวณดังกล่าว อิเล็กโตรเนกาติวิตีสัมบูรณ์ อธิบายได้ในเทอมของระดับพลังงานของอะตอม ดังรูปที่ 2.6



รูปที่ 2.6 การตีความค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสัมบูรณ์

ซึ่งแสดงตำแหน่ง (locations) ของ *ฟรอนทอเรียออร์บิทัล* (frontier orbitals) นั่นคือออร์บิทัลบนสุดที่มีอิเล็กตรอนบรรจุอยู่กับออร์บิทัลที่ต่ำสุดที่ไม่มีอิเล็กตรอน ถ้าฟรอนทอเรียออร์บิทัลทั้งสองมีพลังงานต่ำ ค่าพลังงานอ็อกซิเดชัน และค่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีมีค่ามาก ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีก็มากด้วย อะตอมแบบนี้จะไม่ค่อยปล่อยอิเล็กตรอน และมีแนวโน้มที่จะดึงจากอะตอมอื่น ถ้าภายในชั้นเวเลนซ์ขาดอิเล็กตรอน

เมื่อไม่นานมานี้ ออลเลน (Allen) ได้เสนอค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีที่ได้จากทางสเปกโตรสโคปี ซึ่งนิยามในเทอมของพลังงานเฉลี่ยของอิเล็กตรอนใน s- และ p- ออร์บิทัลของอะตอม

$$\chi_s = \frac{m\varepsilon_p + n\varepsilon_s}{m+n} \quad (2.11)$$

เมื่อ m และ n เป็นจำนวนอิเล็กตรอนในชั้น p- และ s- ออร์บิทัล พลังงาน ε_p และ ε_s ได้จากข้อมูลเฉลี่ยทางสเปกโตร ซึ่งสามารถหาได้ทั้งโนเบิลก๊าซด้วย ตารางที่ 2.8 แสดง

ตารางที่ 2.8 อิเล็กโตรเนกาติวิตีของธาตุใน s- และ p- บล็อก

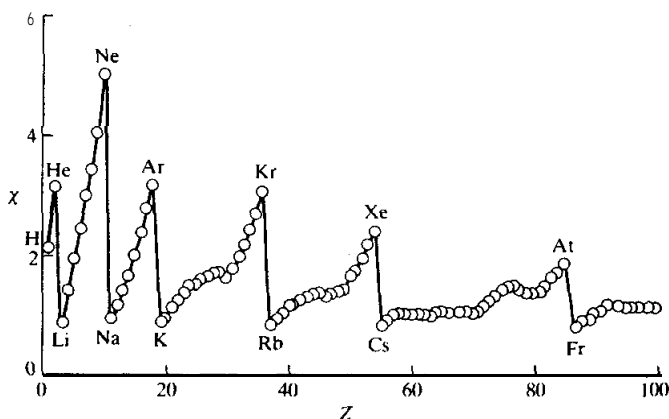
อะตอม	χ_p	χ_{AR}	χ_M	χ_s	อะตอม	χ_p	χ_{AR}	χ_M	χ_s
H	2.20	2.20	3.06	2.30	Ga	1.81	1.82	1.34	1.76
Li	0.98	0.97	1.28	0.91	Ge	2.01	2.02	1.95	1.99
Be	1.57	1.47	1.99	1.58	As	2.18	2.20	2.26	2.21
B	2.04	2.01	1.83	2.05	Se	2.55	2.48	2.51	2.42
C	2.55	2.50	2.67	2.54	Br	2.96	2.74	3.24	2.69
N	3.04	3.07	3.08	3.07	Kr		2.94	2.98	2.97
O	3.44	3.50	3.21	3.61	Rb	0.82	0.89	0.99	0.71
F	3.98	4.10	4.42	4.19	Sr	0.95	0.99	1.21	0.96
Ne		4.84	4.60	4.79	In	1.78	1.49	1.30	1.66
Na	0.93	1.01	1.21	0.87	Sn	1.96	1.72	1.83	1.82
Mg	1.31	1.23	1.63	1.29	Sb	2.05	1.82	2.06	1.98
Al	1.61	1.47	1.37	1.61	Te	2.10	2.01	2.34	2.16
Si	1.90	1.74	2.03	1.92	I	2.66	2.21	2.88	2.36
P	2.19	2.06	2.39	2.25	Xe	2.60	2.40	2.59	2.58
S	2.58	2.44	2.65	2.59	cs	0.79	0.86		
Cl	3.16	2.83	3.54	2.87	Ba	0.89	0.97		
Ar		3.20	3.36	3.24	Tl	2.04			
K	0.82	0.91	1.03	0.73	Pb	2.33			
Ca	1.00	1.04	1.30	1.03	Bi	2.02			

ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีในเสกต่าง ๆ ส่วนตารางที่ 2.9 เป็นค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของธาตุทรานซิชัน

ตารางที่ 2.9 อิเล็กโตรเนกาติวิตีของพอลลิงสำหรับ d- และ f- บล็อก

+a	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+1	+2				
d Block (oxidation states as indicated)													
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn				
1.36	1.54	1.63	1.66	1.55	1.83	1.88	1.91	1.90	1.65				
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd				
1.22	1.33		2.16			2.28	2.20	1.93	1.69				
La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg				
1.10			2.36			2.20	2.28	2.54	2.00				
f Block (oxidation state +3)													
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
1.12	1.13	1.14		1.17		1.20		1.22	1.23	1.24	1.25		1.0
		U	Np	Pu									
		1.38	1.36	1.28									

ค่าที่แปรผันไปของอิเล็กโตรเนกาติวิตีตามคาบแสดงในรูปที่ 2.7 จะเห็นว่าธาตุต่างๆที่อยู่ใกล้ F ส่วนใหญ่จะมีค่าพลังงานไอออไนเซชัน และอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีสูงด้วย



รูปที่ 2.7 การแปรผันของอิเล็กโตรเนกาติวิตีในตารางธาตุ

ความสัมพันธ์ระหว่างขนาดของอะตอม พลังงานไอออไนเซชัน อิเล็กตรอนแอฟฟินิตีและอิเล็กโตรเนกาติวิตีนั้นมีความสำคัญซึ่งจำเป็นต้องกล่าวถึง ทั้งนี้เพราะทุกพารามิเตอร์ (parameter) ก็ขึ้นอยู่กับปัจจัย (factor) ซึ่งเหมือนกัน ที่เห็นได้ชัดได้แก่พลังงานของเวเลนซ์ออร์บิทัล ตัวอย่างเช่น อะตอมหนึ่งมีเวเลนซ์ออร์บิทัลที่เสถียรมาก ดังนั้นจึงต้อง

การพลังงานมากในการที่จะดึงอิเล็กตรอนในออร์บิทัลนั้นออกไป นั่นคือ พลังงานไอออไนเซชันจะสูง ถ้าออร์บิทัลนั้นขาดอิเล็กตรอนหรือมีอิเล็กตรอนเดี่ยวก็จะดึงคู่อิเล็กตรอนภายนอกเข้าไป นั่นคือมีอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีมาก และถ้าออร์บิทัลนั้นเกิดพันธะเคมี เสถียรภาพของออร์บิทัลจะดึงคู่อิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันในพันธะให้เข้ามาใกล้ นั่นคือมีอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูงนั่นเอง

แบบฝึกหัดและคำถามท้ายบท

- 2.1 จงจัดเรียง 3d-ออร์บิทัลของ Ni Cu และ Cu^{2+} ตามลำดับของการเพิ่ม
(ก) ขนาด (ข) เสถียรภาพ (ค) อิเล็กโตรเนกาติวิตี
- 2.2 ธาตุใดระหว่าง 2 ธาตุมีค่าพลังงานไอออไนเซชันที่สอง (IE_2) มากกว่า และให้เหตุผลประกอบคำตอบ
(ก) Li หรือ Be (ข) B หรือ C
(ค) C หรือ N (ง) Na หรือ Mg
- 2.1 จงเลือกค่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตี (EA) ระหว่างคู่ที่กำหนดให้ว่าค่าใดที่เป็นไปได้ทางเทอร์โมไดนามิกส์มากกว่า พร้อมทั้งให้เหตุผล
(ก) EA_1 กับ EA_2 ของ C (ข) EA_1 ของ Si กับ EA_1 ของ Ge
(ค) EA_1 ของ Ge กับ EA_1 ของ As
- 2.4 เปรียบเทียบค่าพลังงานไอออไนเซชันที่หนึ่ง (IE_1) ของ Li กับค่าพลังงานไอออไนเซชันที่คำนวณได้ของ 2s-อิเล็กตรอนจาก H และ 2s-อิเล็กตรอนจาก Li^{2+} อธิบายถึงค่าทั้งสองนี้ในเทอมของการผ่านทะลุ และการกั้น
- 2.5 ขนาดอะตอมของโลหะทรานซิชันลดลงจากซ้ายไปทางขวา ท่านจะใช้ปัจจัยอะไร อธิบายการลดลงนี้ โดยเฉพาะเหตุใดขนาดจึงลดลงตลอด และลดลงทีละน้อย
- 2.6 จากโครงสร้างอิเล็กตรอน จงอธิบายว่าเหตุใด
(ก) S มีอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีต่ำกว่า Cl
(ข) I มีอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีต่ำกว่า Br
(ค) Cl มีพลังงานไอออไนเซชันต่ำกว่า F
(ง) B มีพลังงานไอออไนเซชันต่ำกว่า Be
- 2.7 ตารางธาตุค่อยๆขยายไปเรื่อยๆจากการสังเคราะห์ธาตุใหม่
(ก) ธาตุที่ 105 ได้ถูกกำหนดสัญลักษณ์เป็น Ha จงเขียนโครงสร้างอิเล็กตรอนของสถานะพื้นของธาตุนี้

(ข) เลขอะตอมของสมาชิก (ธาตุ) ในหมู่ 15 จะมีค่าเท่าใด

(ค) เลขอะตอมของโลหะอัลคาไลถัดไปจะเป็นเท่าไร

2.8 จงคำนวณค่าพลังงานอ็อกไซไดเซชันที่สามของ B

2.9 จงใช้ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีในสเกลโคสเวลล์หนึ่งจากตารางที่ 2.8 สร้างกราฟระหว่าง χ กับ VSIE สำหรับ 18 ธาตุแรก จากกราฟที่พล็อตได้ท่านจะสรุปผลได้อย่างไรบ้าง

2.10 จงอธิบายเหตุผลประกอบการเปรียบเทียบขนาดของอะตอม และ อีออนต่อไปนี้

(ก) $\text{Mg} > \text{Mg}^{2+}$

(ข) $\text{Ca} > \text{Zn}$

(ค) $\text{H}^- > \text{He}$

(ง) $\text{As}^{3-} > \text{Se}^{2-}$