

บทที่ 4 ตารางธาตุ

ในต้นศตวรรษที่ 19 นักวิทยาศาสตร์ได้ให้ความสนใจการที่ธาตุมีสมบัติคล้าย คลึงกัน จากการศึกษารวบรวมข้อมูลและความจริงต่าง ๆ เกี่ยวกับสมบัติทางเคมีและสมบัติทางกายภาพของแต่ละธาตุ แล้วนำธาตุเหล่านั้นมาจัดเป็นหมวดหมู่ ทั้งนี้เพื่อจะได้สะดวกในการศึกษา ทำนายพฤติกรรมต่าง ๆ เกี่ยวกับปฏิกิริยาเคมีและสมบัติกายภาพของธาตุ

4.1 วิวัฒนาการในการจัดธาตุในตารางธาตุ

ในการพยายามจัดหมวดหมู่ของธาตุได้มีการวิวัฒนาการมาตามลำดับจนมาเป็นตารางธาตุที่ใช้กันในปัจจุบันมีดังนี้

1. ในปี ค.ศ. 1817-1829 โยฮัน เดอร์เบไรเนอร์ (Johann Dobereiner) นักวิทยาศาสตร์ชาวเยอรมันเป็นคนแรกที่พยายามจัดธาตุออกเป็นกลุ่ม กลุ่มละ 3 ธาตุ ที่มีสมบัติคล้ายคลึงกัน ธาตุทั้งสามเมื่อเรียงลำดับตามน้ำหนักอะตอมแล้ว พบว่าธาตุที่อยู่ตรงกลางมีน้ำหนักอะตอมใกล้เคียงกับน้ำหนักเฉลี่ยของน้ำหนักอะตอมของอีก 2 ธาตุ การจัดธาตุเป็นกลุ่มดังกล่าวเรียกว่า กลุ่มสาม (triad) หรือไตรภาคี ตัวอย่างเช่น

Li = 7	Ca = 40	Cl = 35
Na = 23	Sr = 88	Br = 80
K = 39	Ba = 137	I = 129

แต่เมื่อนำหลักการนี้มาใช้กับธาตุกลุ่มอื่น ๆ เช่น Cu(63.6) Ag(108) Au(197) หรือ Zn(65.4) Cd (112.4) Hg (200.6) ซึ่งธาตุแต่ละกลุ่มมีสมบัติที่คล้ายคลึงกัน แต่น้ำหนักอะตอมของธาตุตัวกลางก็ไม่ได้ เป็นค่าเฉลี่ยของน้ำหนักอะตอมของธาตุที่เหลือในแต่ละกลุ่ม ดังนั้นหลักการจัดธาตุแบบกลุ่มสามนี้จึงไม่เป็นที่ยอมรับ

2. ในปี ค.ศ. 1864 นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษชื่อ จอห์น เอ อาร์ นิวแลนด์ (John A.R.Newlands) ได้พัฒนาการจัดธาตุโดยเสนอกฎ "Law of Octaves" มีใจความว่า "เมื่อเรียงธาตุตามน้ำหนักอะตอมที่เพิ่มขึ้นจะพบว่าธาตุตัวที่ 8 จะมีสมบัติคล้ายคลึงกับธาตุตัวแรก ธาตุตัวที่ 9 จะคล้ายกับตัวที่ 2 และเรียงต่อ ๆ ไปตามลำดับ" โดยเปรียบเทียบคล้ายกับการเรียงลำดับโน้ตเสียงดนตรี (Octave of music note) เป็นการให้ข้อสังเกตว่าสมบัติเคมีของ

ธาตุจะมีการซ้ำกันทุกๆ ธาตุที่ 8 จึงทำให้เกิดหมู่ของธาตุที่มีสมบัติคล้ายคลึงกัน อย่างไรก็ตามกฎนี้ใช้ได้กับ 17 ธาตุแรกเท่านั้น หลังจากนั้นความสัมพันธ์ทางสมบัติของธาตุในหมู่เดียวกันมีน้อยหรือแทบไม่มีเลย ดังนั้นการจัดธาตุตามกฎดังกล่าวจึงไม่เป็นที่ยอมรับ อย่างไรก็ตามนักวิทยาศาสตร์ทั้งหลายก็ได้ให้เกียรติยกย่องนิเวแลนด์ว่าเป็นคนแรกที่ได้ค้นพบว่าสมบัติของธาตุซ้ำกันได้เป็นคาบ ๆ ซึ่งเป็นพื้นฐานให้เกิดการพัฒนาจัดตารางธาตุในเวลาต่อมา

3. การจัดธาตุต่าง ๆ เป็นหมวดหมู่ จนเป็นตารางธาตุที่ใช้กันในปัจจุบันนี้เป็นผลงานของนักวิทยาศาสตร์สองท่านคือจูเลียส โลเธอร์ไมเออร์ (Julius Lothar Meyer) นักวิทยาศาสตร์ชาวเยอรมัน และดมิทรี อิวาโนวิช เมนเดลิฟ (Dmitri Ivanovich Mendeleev) นักวิทยาศาสตร์ชาวรัสเซีย โดยทั้งสองท่านนี้ ต่างทำงานอิสระในเวลาใกล้เคียงกัน งานของไมเออร์เป็นการจัดธาตุตามสมบัติทางกายภาพ แต่งานของ เมนเดลิฟจัดธาตุอาศัยสมบัติทางเคมี

เมนเดลิฟได้เขียนนำหน้าหอกะตอมและสมบัติทางเคมีของธาตุแต่ละตัวลงบนกระดาษ จากนั้นนำธาตุเหล่านั้นมา เรียงกันตามลำดับน้ำหนักอะตอมจากน้อยไปหามากก็ได้พบว่า สมบัติของธาตุมีการซ้ำกันเป็นคาบ ๆ ตามลำดับการเพิ่มของน้ำหนักอะตอม จึงได้เกิดกฎพีริออดิก (Periodic Law) ขึ้นว่า "สมบัติทางเคมีและทางกายภาพ ของธาตุเป็นพีริออดิกฟังก์ชัน (Periodic function) แบบเป็นคาบ ๆ กับน้ำหนักธาตุ" ตามรูปที่ 4.1

Period	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b (0)	
1	H 1.0																He 4.0
2	Li 6.9	Be 9.0			B 10.8	C 12.0	N 14.0	O 16.0	F 19.0								Ne 20.2
3	Na 23.0	Mg 24.3			Al 27.0	Si 28.1	P 31.0	S 32.1	Cl 35.5								Ar 39.9
4	K 39.1	Ca 40.1	Sc 45.0	Ti 47.9	V 50.9	Cr 52.0	Mn 54.9	Fe 55.8	Co 58.9	Ni 58.7							
		Cu 63.5	Zn 65.4			As 74.9	Se 79.0	Br 79.9									Kr 83.8
5	Rb 85.5	Sr 87.6	Y 88.9	Zr 91.2	Nb 92.9	Mo 95.9		Ru 101.1	Rh 102.9	Pd 106.4							
		Ag 107.9	Gd 112.4	In 114.8	Sn 118.7	Sb 121.8	Te 127.6	I 126.9									Xe 131.3
6	Cs 132.9	Ba 137.3	La* 138.9			Ta 180.9	W 183.9		Os 190.2	Ir 192.2	Pt 195.1						
		Au 197.0	Hg 200.6	Tl 204.4	Pb 207.2	Bi 209.0											Rn
7																	
*	Ce 140.1							Tb 158.9			Er 167.3						Lu 175.0
**	Th 232.0		U 238.0														

รูปที่ 4.1 ตารางธาตุของเมนเดลิฟ (ค.ศ.1871) [ธาตุในช่องสีดำยังไม่พบในเวลานั้น]

อย่างไรก็ตามในการจัดตารางธาตุเมนเดลิฟไม่ได้ยึดการเรียงธาตุตามน้ำหนักอะตอมเป็นหลักเพียงอย่างเดียว แต่ได้นำความคล้ายคลึงของสมบัติทางเคมีและทางกายภาพที่ปรากฏซ้ำกันเป็นช่วงมาพิจารณาประกอบ ด้วยตัวอย่างเช่น ธาตุเทลลูเรียม (Te) ถึงจะมีน้ำหนักอะตอมมากกว่าไอโอดีน (I) แต่เมนเดลิฟก็ได้จัด เรียงเทลลูเรียมไว้ก่อนไอโอดีนเพื่อให้ อยู่ในกลุ่มธาตุที่มีสมบัติคล้ายคลึงคือ ฟลูออรีน คลอรีน และโบรมีน ทำนองเดียวกันก็เรียงปรอทไว้ก่อนทองคำเป็นต้น นอกจากนี้บางตำแหน่งที่ยังไม่มีธาตุที่เหมาะสมที่จะบรรจุก็ปล่อยว่างไว้ และจัดธาตุตัวถัดไปลงในตำแหน่งที่เห็นว่ามีสมบัติเป็นไปตามคาบ เนื่องจากยังมีธาตุจำนวนมาก ที่ยังคงไม่พบในขณะนั้น จากตำแหน่งว่างในตารางธาตุมีความสัมพันธ์กับสมบัติทางกายภาพและทางเคมีของธาตุในหมู่เดียวกัน จึงทำให้เมนเดลิฟสามารถทำนายธาตุเหล่านั้นได้ล่วงหน้า เช่นได้เคยทำนายธาตุที่ยังค้นไม่พบที่อยู่ข้างล่างธาตุโบรอน อลูมิเนียม และซิลิกอน โดยให้ชื่อไว้ว่า eka-boron, eka-aluminium และ eka-silicon อีก 15 ปีต่อมาก็ได้มีนักวิทยาศาสตร์ค้นพบธาตุทั้งสามและมีสมบัติตามที่เมนเดลิฟได้ทำนายไว้ ธาตุที่ค้นพบใหม่คือ Gallium (eka-Al) Scandium (eka-B) และ Germanium (eka-Si)

4. ในปี ค.ศ. 1894 แรมเซย์ (Ramsay) ได้ค้นพบแก๊สเฉื่อย ทำให้มีการเพิ่มเติมตารางธาตุอีก และได้ค้นพบว่าธาตุอาร์กอน (Ar) ซึ่งมีน้ำหนักอะตอม 39.9 จะต้องจัดไว้ก่อนโปแทสเซียม (K) น้ำหนักอะตอม 39.1 จึงจะทำให้อาร์กอนอยู่ในกลุ่มแก๊สเฉื่อยได้ ดังนั้นจึงทำให้เกิดความคิดว่าสมบัติของธาตุไม่จำเป็นต้อง เป็นฟังก์ชันกับน้ำหนักอะตอมเสมอไป

5. ในปี ค.ศ. 1913 เฮนรี จี เจ มอสเลย์ (Henry G.J. Moseley) ได้ค้นพบเรื่องราวเกี่ยวกับเลขอะตอมิก (Z) จากการศึกษาเส้นสเปกตรัมของรังสีเอกซ์ จากธาตุต่าง ๆ จำนวน 38 ธาตุที่มีค่าเลขอะตอมิก ระหว่าง 13(Al) - 79(Au) โดยใช้หลอดรังสีคะโทด (Cathod ray tube) และบันทึกเส้นสเปกตรัม ของธาตุต่าง ๆ บนแผ่นฟิล์ม ผลการศึกษาได้พบความสัมพันธ์ระหว่างรากที่สองของความถี่ของเส้นสเปกตรัม (รังสีเอกซ์) และเลขอะตอมิกของธาตุเป็นสมการเส้นตรงดังนี้

$$\sqrt{\nu} = a(Z-b) \quad [a, b \text{ เป็นค่าคงที่}]$$

โดยรากที่สองของความถี่จะเพิ่มขึ้นเป็นค่าคงที่จากธาตุหนึ่งไปยังอีกธาตุหนึ่งตามลำดับ เลขอะตอมิกที่เพิ่มขึ้น จากข้อมูลสเปกตรัมของรังสีเอกซ์ มอสเลย์สามารถคำนวณตัวเลขอะตอมิกที่ถูกต้องให้กับธาตุต่าง ๆ นอกจากนี้ยังได้เสนอแนะอีกว่าน่าจะมีธาตุ 14 ธาตุ เรียงเป็นอนุกรมจากธาตุที่ 58 (Ce) ถึงธาตุที่ 71 (Lu) ต่อ จากธาตุ La ในตารางธาตุ จากการค้นพบเรื่องเลขอะตอมิกจึงช่วยแก้ปัญหาการเรียงของธาตุตามน้ำหนักอะตอมที่ผิดไปจากระบบได้ โดยธาตุจัดวาง Te อยู่หน้า I และธาตุ Hg ต่อจาก Au

ปัจจุบันนักเคมีได้ศึกษาหาความสัมพันธ์ระหว่างสมบัติของธาตุทั้งทางเคมีและทางกายภาพ และพบว่าสมบัติต่างๆ ของธาตุจะสัมพันธ์กับการจัดเรียงของอิเล็กตรอนในอะตอมของธาตุนั้นๆ ดังนั้นกฎพีริออดิกจึงกล่าวว่า "สมบัติของธาตุต่างๆ เป็น periodic function ของเลขอะตอมิกโดยขึ้นกับการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนในอะตอมของธาตุนั้นๆ" การจัดตารางธาตุแบบเรียงตามเลขอะตอมิกนี้ทำให้ได้ตารางธาตุที่สมบูรณ์ขึ้น และใช้เป็นเครื่องช่วยในการจดจำและทำนายสมบัติของธาตุได้เป็นอย่างดี

กฎพีริออดิก กล่าวว่าเมื่อนำธาตุมาเรียงลำดับเป็นหมวดหมู่จากเลขอะตอมิกต่ำไปหาสูง สมบัติทางกายภาพและทางเคมีจะผันแปรไปอย่างพีริออดิกตามเลขอะตอมิกที่เพิ่มขึ้น

4.2 ตารางธาตุสมัยใหม่

ตารางธาตุที่นิยมใช้กันมากที่สุดในปัจจุบันเป็นแบบ long form ตารางที่ 4.1 ซึ่งเน้นหนักไปตามธรรมชาติของโครงสร้างการจัดเรียงอิเล็กตรอน ตารางธาตุแบบนี้มีการจัดเรียงธาตุให้เรียงกันตามแนวนอนตามลำดับการเพิ่มขึ้นของเลขอะตอมิกเรียกว่าคาบ (หรือ period) แต่ละคาบมีความยาวแตกต่างกัน คือตั้งแต่ 2 ธาตุไปจนยาวถึง 32 ธาตุ ในตารางธาตุมีจำนวนคาบทั้งหมดเพียง 7 คาบ

ในคาบที่ 1 มีเลขควอนตัมหลัก (n) = 1 มี 2 ธาตุ คือ H และ He แต่ละธาตุมีอิเล็กตรอนอยู่ในระดับ shell $n = 1$

คาบที่ 2 เริ่มจาก Li ที่มีอิเล็กตรอนตัวสุดท้ายอยู่ใน shell $n = 2$ ไปจนถึง Ne ซึ่งในคาบนี้เป็นการเติม อิเล็กตรอนลงใน $n = 2$ ทั้งสิ้น

คาบที่ 3 เริ่มจาก Na ไปจนถึง Ar ซึ่งมีการเติมอิเล็กตรอนลงใน subshell ที่เป็น s และ p ใน shell $n = 3$ สำหรับคาบต่อๆ ไปก็กล่าวรายละเอียดมาแล้วในเรื่องโครงสร้างหัวข้อที่ 3.19

ธาตุที่จัดอยู่ในแนวตั้งของตารางธาตุ เรียกว่าหมู่ (group) แต่ละหมู่มีตัวเลข (โรมัน) และอักษร (A หรือ B) กำกับ จากการที่จัดให้ธาตุที่มีสมบัติคล้ายกันอยู่ในหมู่เดียวกัน ดังนั้นสมบัติของธาตุจึงขึ้นกับโครงสร้างของอิเล็กตรอนในอะตอมของธาตุ ธาตุต่างๆ ในหมู่เดียวกัน จะมีจำนวนอิเล็กตรอนที่อยู่รอบนอกสุดเท่ากัน เรียกว่าเวเลนซ์อิเล็กตรอนและชั้นนอกสุดนี้เรียกว่า valence shell โดยทั่วไปจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของแต่ละธาตุในหมู่ใด ๆ จะมีจำนวนเท่ากับตัวเลขของหมู่ เช่นธาตุที่อยู่ในหมู่ IA มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 1 ธาตุบางหมู่มีสมบัติใกล้เคียงกันมาก จึงมีชื่อเรียกเฉพาะเช่น หมู่ IA เป็นโลหะอัลคาไล (alkali metal) หมู่ IIA เป็นโลหะอัลคาไลน์เอิร์ธ (alkaline earth metal) และหมู่ VIIA เป็น ฮาโลเจน (halogen) สำหรับหมู่ VIII B จะพบว่าธาตุในกลุ่มนี้มีความคล้ายคลึงกันในแนวนอนมากกว่าแนวตั้ง ดังนั้นกลุ่มนี้ในบางตารางธาตุจะไม่มีอักษร B ตามหลังเลขหมู่

ตารางที่ 4.1 ตารางธาตุปัจจุบัน

Main groups		Transition metals										Main groups					
1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8	9	10	11B	12B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1 H 1.00797	2 He 4.00260	3 Li 6.941	4 Be 9.01218	5 B 10.81	6 C 12.011	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.998403	10 Ne 20.1797	11 Na 22.98977	12 Mg 24.305	13 Al 26.98154	14 Si 28.0855	15 P 30.97376	16 S 32.066	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.88	23 V 50.9415	24 Cr 51.996	25 Mn 54.9380	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.69	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.61	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.224	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.9055	46 Pd 106.42	47 Ag 107.8682	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.710	51 Sb 121.757	52 Te 127.60	53 I 126.9045	54 Xe 131.29
55 Cs 132.9054	56 Ba 137.33	57 *La 138.9055	72 Hf 178.49	73 Ta 180.9479	74 W 183.85	75 Re 186.207	76 Os 190.2	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.9665	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.9804	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra 226.0254	89 *Ac 227.0278	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110 (269)	111 (272)	112 (277)						
*Lanthanide series		58 Ce 140.12	59 Pr 140.9077	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.9254	66 Dy 162.50	67 Ho 164.9304	68 Er 167.26	69 Tm 168.9342	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967		
†Actinide series		90 Th 232.0381	91 Pa 231.0359	92 U 238.0289	93 Np 237.048	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)		

ธาตุต่าง ๆ ในตารางธาตุ เราอาจจำแนกตามโครงสร้างของอิเล็กตรอนในอะตอมออกได้เป็น 4 ชนิดดังนี้

1. แก๊สมีตระกูลหรือแก๊สเฉื่อย (Noble gases หรือ Inert gases) ธาตุพวกนี้จัดอยู่ทางขวามือของตารางธาตุ ธาตุหมู่หนึ่งบางที่เรียกว่า หมู่ศูนย์ เป็นแก๊สอะตอมเดี่ยว ไม่มีสี ไม่มีวงโคจรปฏิกิริยาและมีสมบัติแม่เหล็กแบบ diamagnetic มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนวงนอกสุดแบบ ns^2np^6 (ยกเว้น He เป็น $1s^2$) ทำให้ธาตุกลุ่มนี้มีเสถียรมาก และเฉื่อยต่อการทำปฏิกิริยา

2. ธาตุเรพรีเซนต์ (Representative Elements) ธาตุพวกนี้แต่ละหมู่จะกำกับไว้ด้วยอักษร A มีทั้งโลหะและอโลหะ ธาตุพวกนี้มีสมบัติทางกายภาพและสมบัติเคมีแตกต่างกันพอสมควร มีทั้งที่แสดงสมบัติแม่เหล็กแบบ diamagnetic และ paramagnetic อย่างไรก็ตามสารประกอบธาตุเหล่านี้ส่วนใหญ่ไม่มีสีและเป็น diamagnetic การจัดเรียงอิเล็กตรอนวงนอกสุดของอะตอมจะเป็น ns^xpy (x และ y คือจำนวนอิเล็กตรอน ซึ่งไม่เกิน 2 และ 6 ตามลำดับ) สมบัติทางเคมีของธาตุพวกนี้ขึ้นกับเวเลนซ์อิเล็กตรอน

3. ธาตุทรานสิชัน (Transition Elements), ธาตุพวกนี้แต่ละหมู่จะกำกับด้วยอักษร B ลักษณะที่สำคัญของธาตุพวกนี้คือ การบรรจุอิเล็กตรอนมีการเติมลงใน d subshell ซึ่งเป็นวง

ถัดเข้ามาจากวงนอกสุดและอิเล็กตรอนในสองวงนอกสุดนี้จะถูกนำไปใช้ทำปฏิกิริยาเคมี (ซึ่งต่างกับธาตุเพริเซนเดตีฟจะใช้อิเล็กตรอนจากวงนอกสุดเพียงวงเดียวเท่านั้น) ธาตุพวกนี้ทุกธาตุเป็นโลหะของแข็ง (ยกเว้นปรอทเป็นของเหลว) ส่วนใหญ่มีสมบัติแม่เหล็กแบบ paramagnetic ในลักษณะสารประกอบส่วนมากมักมีสีและเป็น paramagnetic

4. ธาตุทรานสิชันชั้นใน (Inner-transition Elements) ธาตุพวกนี้จัดไว้ตอนล่างของตารางธาตุ ซึ่งอยู่ในคาบที่ 6 และ 7 ของหมู่ IIIB ในคาบที่ 6 มีธาตุ 14 ธาตุเรียงเป็นอนุกรมต่อจากธาตุแลนทานัม (La) เรียกว่าอนุกรมแลนทาไนด์ (lanthanide series) ได้แก่ธาตุซีเรียม (Ce) ไปจนถึงลูทีเชียม (Lu) และในคาบที่ 7 จากธาตุทอเรียม (Th) ถึงลอว์เรนเซียม (Lr) เรียกอนุกรมแอกทิไนด์ (actinide series) ธาตุพวกนี้การบรรจุอิเล็กตรอนจะเติมลงใน f-subshell (บางที d ด้วย) ซึ่งเป็นวงที่ 3 ถัดเข้ามาจากวงนอกสุด ดังนั้นปฏิกิริยาเคมีที่เกิดจะเกี่ยวข้องกับอิเล็กตรอนที่อยู่ในวง 3 รอบนอกสุดนี้ ธาตุทรานสิชันชั้นในล้วนเป็นโลหะทั้งสิ้น มีสมบัติแม่เหล็กแบบ paramagnetic สารประกอบส่วนมากมีสีและเป็น paramagnetic

4.3 แนวโน้มของสมบัติของธาตุตามตารางธาตุ

จากการที่เราจัดธาตุต่าง ๆ เป็นหมวดหมู่ตามความคล้ายคลึงกันของสมบัติของธาตุและโครงสร้างของอิเล็กตรอนในอะตอมของแต่ละธาตุ ทำให้เราสามารถศึกษาความสัมพันธ์ทางสมบัติของธาตุ และสารประกอบที่เกิดขึ้นในแต่ละกลุ่มได้ง่าย ลักษณะที่สำคัญที่ทำให้สมบัติทางเคมีของธาตุแตกต่างกันออกไปนั้นขึ้นกับประจุที่นิวเคลียสมีมากน้อยเพียงใด จำนวนอิเล็กตรอนในชั้นต่างๆ และอิเล็กตรอนวงนอกที่อยู่รอบนิวเคลียส และระยะห่างของอิเล็กตรอนในระดับต่างๆ จากนิวเคลียส

สมบัติของธาตุในตารางธาตุที่มีลักษณะสำคัญ คือ การนำไฟฟ้า ขนาดอะตอม และไอออน พลังงานไอออไนเซชัน สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน อิเล็กโตรเนกาติวิตี ความเป็นตัวออกซิไดส์และตัวรีดิวซ์ ความเป็นกรด-เบสของสารประกอบออกไซด์และเลขออกซิเดชันของธาตุในตารางธาตุ

4.3.1 สมบัติและการนำไฟฟ้า

จากการศึกษาความสามารถในการนำไฟฟ้าของธาตุต่าง ๆ ในตารางธาตุ พวกที่นำไฟฟ้าได้ดีเรียกโลหะและ นำไฟฟ้าที่เลวเรียกกึ่งโลหะ ในคาบหนึ่ง ๆ (ตามแนวนอน) ความเป็นโลหะจะลดลง (คือความเป็นอโลหะจะมากขึ้น) เมื่อเลขอะตอมเพิ่มมากขึ้นและในหมู่หนึ่ง ๆ ความเป็นโลหะจะมากขึ้นเมื่อเลขอะตอมเพิ่มมากขึ้น ดังนั้นจะเห็นว่าในตารางธาตุจะมีเส้นทึบเป็นขั้นบันได (ระหว่างหมู่ IIIA ถึงหมู่ VIA) แบ่งธาตุเป็นสองพวก คือด้านบนและขวามือของ

เส้นทึบเป็นพวกอโลหะ ส่วนด้านล่างทางซ้ายมือของเส้นเป็นโลหะ สำหรับธาตุที่อยู่บริเวณชั้นบนใดที่แบ่งโลหะและอโลหะได้แก่ B Si Ge As Sb และ Te ธาตุกลุ่มนี้เป็นกึ่งโลหะ (metalloids) มีสถานะเป็นของแข็ง และเป็นสื่อไฟฟ้าที่เวลาที่อุณหภูมิปกติ แต่จะนำไฟฟ้าได้ดีเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น (ต่างจากโลหะ การนำไฟฟ้าลดลงเมื่ออุณหภูมิสูง) ธาตุพวกกึ่งโลหะจึงใช้ประโยชน์เป็นตัวไฟฟ้าที่จำเป็นสำหรับอุณหภูมิสูง ซึ่งมีชื่อเรียกอีกอย่างว่า semiconductors

4.3.2 ขนาดอะตอมและไอออน

ในการวัดหาขนาดของอะตอมเป็นสิ่งที่ยาก ทั้งนี้จากทฤษฎีกลศาสตร์ของคลื่นที่อธิบายโครงสร้างอะตอม อิเล็กตรอนในอะตอมที่เป็นหมอกเมฆมีความหนาแน่นมากรอบนิวเคลียส และลดลงไปเรื่อย ๆ จนหาระยะที่สิ้นสุดไม่ได้ ดังนั้นจึงเป็นการยากที่จะบอกขนาดและขอบเขตของอะตอม อีกประการหนึ่งเราไม่สามารถที่จะแยกอะตอมออกมาให้อยู่ในสภาพอะตอมเดี่ยว ๆ ตามลำพัง ดังนั้นเพื่อแก้ไขปัญหาก็เกี่ยวกับขนาดอะตอมนี้ จึงให้ยึดถือว่าระยะห่างระหว่างอะตอมอย่างเดียวกันกับอะตอมที่ติดไปในโมเลกุล ซึ่งเรียกว่า Internucleus distance ของพันธะเดี่ยวหารด้วยสอง เป็นค่ารัศมีของอะตอม (Atomic radius) เช่น รัศมีอะตอมของคลอรีนได้มาจากความยาวพันธะ Cl-Cl (198 pm) หารด้วยสองได้ 99 pm (1 pm (picometre) = 10^{-12} m)

รัศมีอะตอมของธาตุต่างกันอาจบวกกันได้และผลที่ได้ก็เป็นไปตามผลการทดลอง ตัวอย่างเช่น รัศมีอะตอมของคลอรีนยาว 99 pm รัศมีอะตอมของ Br = 114 pm ความยาวพันธะระหว่าง Cl-Br จะเท่ากับ $99 + 114 = 213$ pm ในทางกลับกันถ้าเราทราบความยาวของพันธะระหว่างสองอะตอมและทราบรัศมีของอะตอมหนึ่งเราก็สามารถหารัศมีอะตอมอีกอันหนึ่งได้ เช่น ความยาวพันธะ C-Cl = 176 pm ดังนั้นรัศมีอะตอมของคาร์บอนจะเท่ากับ $176 - 99 = 77$ pm เป็นต้น

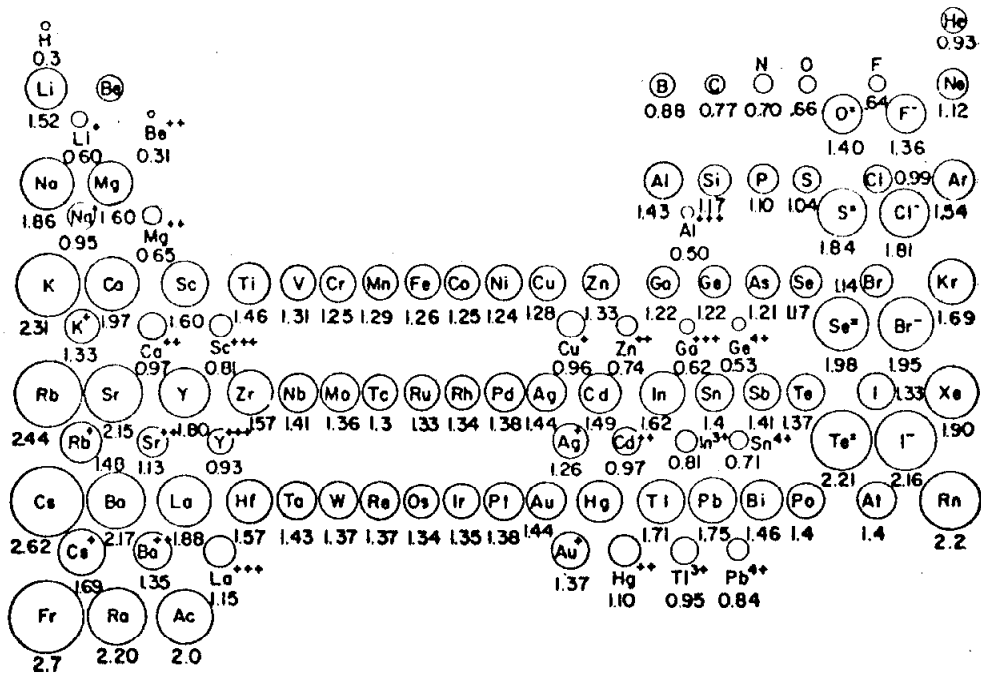
แนวโน้มของขนาดอะตอมและไอออนตามตารางธาตุ

1. ในคาบเดียวกันขนาดอะตอมจะลดลงเมื่อเลขอะตอมเพิ่มมากขึ้น ผลอันนี้สามารถอธิบายได้ว่าในคาบเดียวกันนั้น ธาตุตัวที่อยู่ถัดไปจะมีประจุบวกของนิวเคลียสและอิเล็กตรอนเพิ่มขึ้นอย่างละหนึ่งโดยที่จำนวนระดับ (shell) ยังคงเดิม เมื่อประจุบวกที่นิวเคลียสเพิ่มขึ้น ทำให้เกิดแรงดึงดูดที่กระทำต่ออิเล็กตรอนมากขึ้น ทำให้รัศมีของอะตอมของธาตุในตารางธาตุจากซ้ายไปขวามีขนาดลดลงตามลำดับ

สำหรับพวกโนเบิลแก๊สนั้น ค่ารัศมีของอะตอมไม่ได้มาจากระยะทางระหว่างพันธะ แต่ได้มาจากค่ารัศมีแวนเดอร์วาลส์ (van der waal radii) ซึ่งเป็นแรงดึงดูดอ่อน ๆ ระหว่างอะตอมด้วยกัน และมีระยะทางระหว่างอะตอมยาวกว่า จึงทำให้พวกโนเบิลแก๊สมีขนาดโต

ธาตุทรานสิชันแนวโน้มนำการเปลี่ยนแปลงขนาดอะตอมมีน้อยกว่าพวกธาตุเรพรีเซนเตทีฟ ทั้งนี้เพราะอิเล็กตรอน ที่เติมลงไปนั้นบรรจุลงใน d-subshell ซึ่งอยู่ชั้นในและอิเล็กตรอนชั้นในนี้จะช่วยกันแรงดึงดูดของประจุบวกที่นิวเคลียสที่มีต่ออิเล็กตรอนตัวนอกลดลง ทำให้การลดลงของขนาดอะตอมมีน้อย และขนาดอะตอมลดลงทีละน้อยตามลำดับ (ในขณะที่ธาตุเรพรีเซนเตทีฟ การลดลงของขนาดอะตอมจะลดลงทีละมาก ๆ อย่างเห็นได้ชัด) โดยเฉพาะอย่างยิ่งพวกธาตุในอนุกรมแลนทาไนด์ด้วยแล้ว การบรรจุอิเล็กตรอนจะบรรจุใน f-subshell ซึ่งเป็นชั้นที่ 3 ถัดเข้ามาจากระดับวงนอกสุด ทำให้การกันแรงดึงดูดจากนิวเคลียสได้ดียิ่งขึ้น เป็นผลให้ผลต่างของขนาดอะตอมตามลำดับธาตุในอนุกรมไม่แตกต่างกันมากนักและปรากฏการณ์ที่ขนาดอะตอมของธาตุในอนุกรมลดลงตามลำดับนี้เรียกว่า lanthanide contraction ขนาดของอะตอมและไอออนของธาตุต่าง ๆ ได้แสดงในรูปที่ 4.2

ขนาดอะตอมของธาตุยังสามารถใช้อธิบายสมบัติความเป็นโลหะของธาตุได้ กล่าวคือถ้าหากเวเลนซ์อิเล็กตรอนยังอยู่ห่างไกลจากนิวเคลียสโอกาสหลุดออกไปก็ง่ายกว่า จึงมีความเป็นโลหะมาก ดังนั้นธาตุจากซ้ายไปขวาในตารางธาตุ ความเป็นโลหะจึงลดลง



รูปที่ 4.2 ขนาดของอะตอมและไอออน (pm)

2. ในหมู่เดียวกันขนาดอะตอมของธาตุจะโตขึ้นเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น ภายในหมู่หนึ่งๆ ธาตุที่อยู่ถัดลงมาข้างล่าง ถึงแม้จะมีการเพิ่มประจุบวกที่นิวเคลียสและจำนวนอิเล็กตรอน

แต่อิเล็กตรอนวงนอกสุดที่เพิ่มขึ้นอยู่ในระดับวง (shell) ใหม่ที่โตขึ้น จึงทำให้ห่างไกลนิวเคลียสมากขึ้น ประกอบกับจำนวนอิเล็กตรอนที่บรรจุเต็มแล้วในคาบก่อน ๆ จะช่วยกันแรงดึงดูดจากนิวเคลียส (ซึ่งเรียกว่า Screening Effect) ไว้ด้วยอีกประการหนึ่ง จึงเป็นผลทำให้อิเล็กตรอนตัวนอกสุดได้รับแรงดึงดูดจากนิวเคลียสน้อย จึงทำให้อะตอมโตขึ้นเมื่อเลขอะตอมมากขึ้น และขณะเดียวกันความเป็นโลหะจะเพิ่มมากขึ้นในทิศทางเดียวกัน ดังนั้นจึงสรุปได้ว่าภายในหมู่เดียวกัน จากข้างบนลงมาข้างล่างของตารางธาตุขนาดอะตอมจะเพิ่มขึ้น และความเป็นโลหะเพิ่มขึ้นด้วย

ธาตุในหมู่เดียวกันพิจารณาจากบนลงล่าง ขนาดหรือรัศมีของอะตอมเพิ่มขึ้นตามลำดับ
ธาตุในคาบเดียวกัน พิจารณาจากซ้ายไปขวา ขนาดของอะตอมลดลงตามลำดับ

3. สำหรับอะตอมที่เสียอิเล็กตรอนออกไปจะเกิดไอออนที่มีประจุบวก เช่น ไอออนที่มีประจุ +1, +2 และ +3 นั้นเกิดจากอะตอมเสียอิเล็กตรอนออกไป 1, 2 และ 3 ตัวตามลำดับ ทำให้ไอออนบวกที่ได้มีจำนวนอิเล็กตรอนลดน้อยลงในขณะที่ประจุบวกที่นิวเคลียสยังเท่าเดิม เป็นผลให้แรงดึงดูดจากนิวเคลียสที่มีต่ออิเล็กตรอนที่เหลือมากขึ้นกว่าเดิม (เปรียบเสมือนกับการเพิ่มจำนวนประจุบวกที่นิวเคลียสมากขึ้นเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอนที่เสียออกไป) ซึ่งทำให้มีขนาดลดลงกว่าอะตอมธรรมดา ในหมู่เดียวกันไอออนประจุบวกที่มีจำนวนประจุเท่ากันจะมีขนาดโตขึ้นตามจำนวนระดับชั้นที่เพิ่มขึ้น

สำหรับอะตอมที่รับอิเล็กตรอนเข้ามาเพื่อทำให้เป็นไอออนที่มีประจุลบ จำนวนประจุบวกของนิวเคลียสยังคงเดิมแต่มีจำนวนอิเล็กตรอนเพิ่มขึ้น ดังนั้นขนาดของไอออนประจุลบจึงโตกว่าอะตอมธรรมดาของธาตุเดียวกัน และไอออนที่มีประจุ -3 จะโตกว่าไอออน -2 และโตกว่าไอออน -1 (ขนาดของไอออน $-3 > -2 > -1$) ในหมู่เดียวกันขนาดของไอออนลบที่มีประจุเท่ากันจะเพิ่มขึ้น เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น (เนื่องจากระดับชั้น เพิ่มขึ้นด้วย)

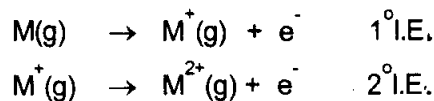
สำหรับธาตุเดียวกัน ไอออนบวกมีขนาดเล็กกว่าอะตอมที่เป็นกลางเสมอ ส่วนไอออนลบมีขนาดใหญ่กว่าอะตอมที่เป็นกลางเสมอ

ในการเปรียบเทียบของไอออนตามแวนอนหรือในคาบเดียวกันตามตารางธาตุ อาจทำได้ยาก ดังนั้นจึงจำเป็นต้องปรับให้แต่ละไอออนมีจำนวนอิเล็กตรอนเท่ากันแล้วดูขนาดไอออน ไอออนของธาตุต่าง ๆ ที่มีจำนวนอิเล็กตรอนเท่ากันเรียกว่าเป็น Isoelectronic ซึ่งกันและกัน เช่น Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , P^{3-} , S^{2-} , Cl^- เป็นต้น ในอนุกรมที่ isoelectronic อันเดียวกัน

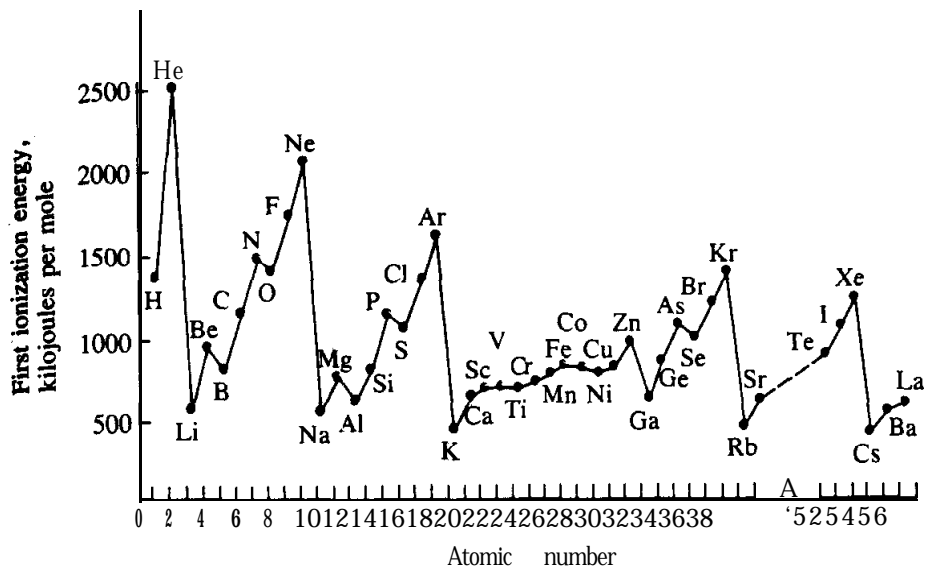
ขนาดของรัศมีของไอออนจะลดลงเมื่อประจุบวกที่นิวเคลียสเพิ่มมากขึ้น ดังตัวอย่างอนุกรมไอออนต่าง ๆ ที่เป็น isoelectronic กันและมีขนาดรัศมี (หน่วย pm) เช่น N^{3-} (171pm) O^{2-} (140) F^- (136) Na^+ (95) Al^{3+} (50) Si^{4+} (41)

4.3.3 พลังงานไอออไนเซชัน (Ionization Energy : I.E.)

พลังงานไอออไนเซชันอาจให้คำนิยามได้ว่า คือพลังงานที่ให้แก่อะตอมอิสระในสภาพที่เป็นแก๊สในสถานะพื้นเพื่อดึงอิเล็กตรอนออกจากอะตอม ทำให้เกิดไอออนประจุบวก ซึ่งอาจเขียนได้ดังนี้



อะตอมที่มีอิเล็กตรอนหลายตัว ก็จะมีค่าพลังงานไอออไนเซชันหลายค่า ซึ่งขึ้นอยู่กับว่าจะดึงอิเล็กตรอนใดออก โดยทั่วไป (ถ้าไม่ระบุ) มักหมายถึงอิเล็กตรอนที่มีเลขควอนตัมสูงสุด (วงนอกสุด) และพลังงานที่ใช้เรียกว่าพลังงานไอออไนเซชันที่หนึ่ง (1° I.E.) และพลังงานที่ใช้เพื่อดึงอิเล็กตรอนอีกหนึ่งตัวออกมาจากไอออนบวกที่ได้เรียกว่า พลังงานไอออไนเซชันที่สอง (2° I.E.) และต่อ ๆ ไปที่สาม สี่ ตามลำดับ พลังงานไอออไนเซชันที่หนึ่งมีค่าน้อยที่สุด เพราะใช้ดึงเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่อยู่ไกลจากนิวเคลียสมากกว่าอิเล็กตรอนตัวอื่น ๆ และเป็นการดึงจากอะตอมที่มีสภาพเป็นกลางด้วย เราอาจกล่าวได้ว่าค่าพลังงานไอออไนเซชันของแต่ละธาตุ ขึ้นอยู่กับปัจจัยหลายประการเช่น ขนาดอะตอม จำนวนประจุบวกที่นิวเคลียส และโครงสร้างของอิเล็กตรอนในอะตอม ประการแรกขนาดอะตอม อะตอมที่มีขนาดโตพลังงานที่ใช้ดึงอิเล็กตรอนออกมาก็ใช้น้อย ค่าพลังงานไอออไนเซชันก็มีค่าต่ำ ประการที่สอง จำนวนประจุบวกที่นิวเคลียสถ้าหากมีมากอาจทำนายได้ว่าการดึงอิเล็กตรอนออกมาต้องใช้พลังงานมากขึ้น เพราะฉะนั้นค่าพลังงานไอออไนเซชันจะเพิ่มจากซ้ายไปขวาในตารางธาตุ สำหรับธาตุทรานสิชันอัตราการลดลงของพลังงานไอออไนเซชันจะน้อยกว่าอัตราการลดลงของพลังงานไอออไนเซชันของเรพรีเซนเตทีฟ (ซึ่งลดลงทีละมาก ๆ จากธาตุไปยังอีกธาตุหนึ่ง) ทั้งนี้เป็นผลการเติมอิเล็กตรอนลงในวงระดับในของธาตุทรานสิชัน ทำให้เกิดการกำบังแรงดึงดูดจากนิวเคลียส ปัจจัยสำคัญประการสุดท้ายคือ โครงสร้างของอิเล็กตรอนในอะตอม



รูปที่ 4.3 กราฟแสดงพลังงานไอออไนเซชันที่หนึ่งของธาตุต่าง ๆ ตามเลขอะตอม

รูปที่ 4.3 แสดงการเปรียบเทียบพลังงานไอออไนเซชันที่หนึ่งของธาตุต่าง ๆ ตามเลขอะตอมที่สูงขึ้น จะเห็นว่าพลังงานไอออไนเซชันจะเพิ่มขึ้นจากธาตุซ้ายสุดไปถึงธาตุขวาสุดในคาบเดียวกัน ยกเว้นบางธาตุ โดยในคาบหนึ่ง ๆ จะมีข้อยกเว้นอยู่ 2 แห่ง เช่นในคาบที่สอง ธาตุ Be มีพลังงานไอออไนเซชันสูงกว่า B และ N สูงกว่า O ทั้ง ๆ ที่เมื่อเปรียบเทียบขนาดอะตอมแล้ว B เล็กกว่า Be และ O ก็เล็กกว่า N สาเหตุเนื่องมาจากโครงสร้างของอิเล็กตรอนในอะตอม อิเล็กตรอนที่ระดับพลังงานหลัก (n) เดียวกัน แต่อยู่คนละระดับพลังงานย่อย (sub level) แรงดึงดูดของประจุบวกที่นิวเคลียสที่มีต่ออิเล็กตรอนที่ s-orbital จะมามากกว่า p-orbital และที่ p มากกว่า d และที่ d มากกว่า f หรือกล่าวได้ว่าการดึงอิเล็กตรอนออกไป s อิเล็กตรอนดึงได้ยากกว่าของ p อิเล็กตรอนและของ p อิเล็กตรอนยากกว่าของ d อิเล็กตรอน เพราะฉะนั้นการดึงอิเล็กตรอนออกจาก Be ซึ่งมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบ $1s^2 2s^2$ จึงยากกว่า B ($1s^2 2s^2 2p^1$) จึงทำให้ B มีค่าพลังงานไอออไนเซชันต่ำกว่า สำหรับกรณีของ N มีค่าสูงกว่า O เนื่องจากอะตอม N มีเสถียรภาพพิเศษ มีโครงสร้างของอิเล็กตรอนแบบบรรจุครึ่งคือ $1s^2 2s^2 2p^3$ (ในแต่ละออร์บิทัลของ 2p มีอิเล็กตรอนเดี่ยว ออร์บิทัลละ 1 ตัว) พลังงานที่ใช้ดึงอิเล็กตรอนออกไปจาก 2p ออร์บิทัล ต้องใช้สูงกว่าปกติ ทำให้ค่าพลังงานไอออไนเซชันของ N จึงสูงกว่า O

พลังงานไอออไนเซชันที่หนึ่งของธาตุต่าง ๆ ได้แสดงในตารางที่ 4.2

ตารางที่ 4.2 แสดงค่าพลังงานไอออไนเซชันที่หนึ่งของธาตุต่าง ๆ (kJ.mol⁻¹)

1 H 1310																	2 He 2370						
3 Li 520																	5 B 800	6 C 1099	7 N 1400	8 O 1310	9 F 1680	10 Ne 2080	
11 Na 490	12 Mg 130																	13 Al 580	14 Si 780	15 P 1060	16 S 1000	17 Cl 1250	18 Ar 1520
19 K 420	20 Ca 590	21 Sc 630	22 Ti 660	23 V 650	24 Cr 660	25 Mn 710	26 Fe 760	27 Co 760	28 Ni 730	29 Cu 740	30 Zn 910	31 Ga 580	32 Ge 780	33 As 960	34 Se 950	35 Br 1140	36 Kr 1350						
37 Rb 400	38 Sr 550	39 Y 620	40 Zr 660	41 Nb 610	42 Mo 680	43 Tc 700	44 Ru 710	45 Rh 720	46 Pd 800	47 Ag 730	48 Cd 870	49 In 560	50 Sn 700	51 Sb 830	52 Te 870	53 I 1010	54 Xe 1170						
55 Cs 380	56 Ba 500	[57-71] *	72 Hf 700	73 Ta 760	74 W 770	75 Re 760	76 Os 840	77 Ir 890	78 Pt 870	79 Au 890	80 Hg 1000	81 Tl 590	82 Pb 710	83 Bi 800	84 Po 810	85 At ...	86 Rn 1030						
87 Fr	88 Ra 510	[89-103] †	104 Unq	105 Unp	106 Unh	107 Uns	108 Uno	109 Uue															
*Lanthanide series			57 La 540	58 Ce 670	59 Pr 560	60 Nd 610	61 Pm ...	62 Sm 540	63 Eu 550	64 Gd 600	65 Tb 650	66 Dy 660	67 Ho ...	68 Er ...	69 Tm ...	70 Yb 600	71 Lu 480						
†Actinide series			89 Ac 670	90 Th ...	91 Pa ...	92 U 400	93 Np ...	94 Pu ...	95 Am ...	96 Cm ...	97 Bk ...	98 Cf ...	99 Es ...	100 Fm ...	101 Md ...	102 No ...	103 Lr ...						

ในหมู่เดียวกันพลังงานไอออไนเซชันของธาตุจะลดลงตามการเพิ่มของเลขอะตอม หรือกล่าวได้ว่าลดลงจากข้างบนลงมาข้างล่างของตารางธาตุ ทั้งนี้เนื่องมาจากขนาดอะตอมที่โตขึ้นและผลของ screening effect ทำให้แรงดึงดูดของนิวเคลียสที่มีต่ออิเล็กตรอนวงนอกลดน้อยลง อิเล็กตรอนหลุดออกได้ง่าย ค่าพลังงานไอออไนเซชันจึงลดลง ค่าพลังงานไอออไนเซชันของธาตุยังบอกถึงความว่องไวต่อปฏิกิริยาของธาตุนั้น ๆ โดยทั่วไปธาตุที่มีค่าพลังงานไอออไนเซชันต่ำมักจะเป็นโลหะที่ว่องไวต่อปฏิกิริยามาก ส่วนธาตุที่มีค่าพลังงานไอออไนเซชันสูงมักมีสมบัติเป็นอโลหะ ดังนั้น แนวโน้มของการเปลี่ยนแปลงของพลังงานไอออไนเซชันของธาตุในตารางสรุปได้ดังนี้

1. ในคาบเดียวกันพลังงานไอออไนเซชันจะมีค่ามากขึ้น เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้นหรือเพิ่มจากซ้ายไปขวาของตารางธาตุ ยกเว้นบางธาตุ เนื่องจากโครงสร้างการจัดเรียงอิเล็กตรอนในอะตอม

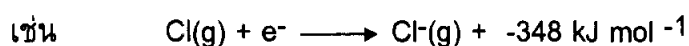
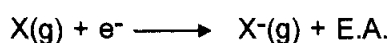
2. ในหมู่เดียวกัน พลังงานไอออไนเซชันมีค่าลดลงเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น หรือลดลงจากข้างบนลงมาข้างล่าง ตารางธาตุ

3. ค่าพลังงานไอออไนเซชันที่อันดับสูงกว่าจะมีค่ามากกว่าพลังงานไอออไนเซชันที่มีอันดับต่ำกว่า เช่น $3^\circ \text{I.E.} > 2^\circ \text{I.E.} > 1^\circ \text{I.E.}$ ตัวอย่าง I.E. ของ $\text{Mg}^{2+} > \text{Mg}^+ > \text{Mg}$

4. พลังงานไอออไนเซชันของธาตุหรือไอออนที่มีโครงสร้างการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบของโนเบิลแก๊ส ($ns^2 np^6$) จะมีค่าสูงมาก

4.3.4 สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (Electron Affinity : E.A.)

สัมพรรคภาพอิเล็กตรอนอาจให้คำนิยามได้ว่า คือพลังงานที่อะตอมคายออกมาเมื่ออะตอมในสภาพที่เป็นแก๊ส และอยู่ในสถานะพื้นรับอิเล็กตรอนเข้าไปหนึ่งอิเล็กตรอน ซึ่งสามารถเขียนได้ดังนี้



ตารางที่ 4.3 ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (kJ mol^{-1}) ของบางธาตุ*

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H -77							He (21)
Li -58	Be (241)	B -23	C -123	N 0	O -142	F -333	Ne (29)
Na -53	Mg (230)	Al -44	Si -120	P -74	S -200	Cl -348	Ar (35)
K -48	Ca (154)	Ga (-35)	Ge -118	As -77	Se -195	Br -324	Kr (39)
Rb -47	Sr (120)	In -34	Sn -121	Sb -101	Te -190	I -295	Xe (40)
Cs -45	Ba (52)	Tl -48	Pb -101	Bi -100	Po ?	At ?	Rn ?

*The values in parentheses are estimates.

จากค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนที่ได้มา จะเห็นอะตอมที่มีขนาดเล็กมีแนวโน้มที่จะรับเอาอิเล็กตรอนได้ดีกว่าอะตอมที่มีขนาดใหญ่ ทั้งนี้เพราะอิเล็กตรอนที่รับเข้าป็นั้นอยู่ใกล้นิวเคลียสที่มีประจุบวก ดังนั้นในคาบเดียวกันค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนจะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวาของตารางธาตุ ในหมู่เดียวกัน ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนจะมีค่าลดลงจากข้างบนลงมาข้างล่างของตารางธาตุ เพราะว่าขนาดอะตอมโตขึ้น อย่างไรก็ตามแนวโน้มดังกล่าวก็มีข้อยกเว้นสำหรับบางธาตุเช่นเดียวกับในเรื่องพลังงานไอออไนเซชัน จะเห็นว่า Be และ N มีค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนเป็นค่าบวก แสดงว่าการเพิ่มอิเล็กตรอนให้มันจะต้องใช้พลังงานเข้าช่วย

ซึ่งอาจอธิบายได้จากโครงสร้างอิเล็กตรอนของ Be ที่เป็นแบบบรรจุเต็มและ N เป็นแบบบรรจุครึ่งที่มีความเสถียรพิเศษอยู่แล้ว จึงไม่ต้องการรับอิเล็กตรอนเพิ่มอีก ส่วนคาร์บอนจะรับได้ดีเพื่อที่จะได้มีการจัดอิเล็กตรอนแบบบรรจุครึ่ง

สำหรับในหมู่ฮาโลเจน (หมู่ VIIA) ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนของฟลูออรีนไม่ได้เป็นไปตามที่คาด ทั้งนี้อะตอมฟลูออรีนมีขนาดเล็กและมีอิเล็กตรอนหนาแน่นสูง ทำให้การดึงอิเล็กตรอน (ที่เพิ่ม) เข้ามาหาตัวเองกระทำได้อย่างขึ้น

จากแนวโน้มของค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนตามตารางธาตุ จะพบว่าพวกโลหะมีแนวโน้มที่จะรับอิเล็กตรอนได้ดีและมีค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนสูง ส่วนพวกโลหะมีแนวโน้มที่จะรับอิเล็กตรอนต่ำ ทั้งค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนและพลังงานไอออไนเซชันของธาตุจะบอกถึงแนวโน้มของธาตุในการเข้าทำปฏิกิริยากับธาตุอื่นๆ ธาตุที่มีพลังงานไอออไนเซชันต่ำทำปฏิกิริยากับธาตุที่มีค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนสูงปฏิกิริยาจะเกิดรุนแรง และได้ผลิตภัณฑ์ที่เสถียร

ธาตุในหมู่เดียวกัน ค่า EA ลดลงตามลำดับจากบนลงล่าง
ธาตุในคาบเดียวกัน ค่า EA เพิ่มขึ้นตามลำดับจากซ้ายไปขวา ยกเว้นบางกรณีซึ่งปรากฏความไม่สม่ำเสมอ
โดยปกติการเพิ่มอิเล็กตรอนตัวแรก EA มีค่าเป็นลบ (การคายความร้อน)
แต่การเพิ่มอิเล็กตรอนตัวที่ 2 EA มีค่าเป็นบวก (การดูดความร้อน) เสมอ

4.3.5 อิเล็กโตรเนกาติวิตี (Electronegativity : E.N.)

คำว่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี หมายถึง ความสามารถที่อะตอมจะดึงดูดอิเล็กตรอนเข้ามาหาอะตอมนั้น ๆ สมบัติ อันนี้เป็นเพียงสมบัติสัมพัทธ์ (relative property) และไม่สามารถวัดได้โดยตรง สมบัติอันนี้มีความสำคัญมากคือใช้พิจารณาพันธะเคมีในโมเลกุลที่เกิดจากอะตอมมีลักษณะเป็นไอออนิกหรือโคเวเลนต์มากน้อยเพียงใด ไนน์สพอลลิง (Linus Pauling) ได้หาค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของธาตุต่าง ๆ โดยการเปรียบเทียบพลังงานพันธะ (bond energy) ของพันธะเคมีระหว่างอะตอมของธาตุ 2 ธาตุเทียบกับพลังงานพันธะเฉลี่ยระหว่างแต่ละคู่ของสองธาตุ ตัวอย่างเช่น พลังงานพันธะของ HF เปรียบเทียบกับค่าเฉลี่ยของพลังงานพันธะใน H₂ และ F₂ พอลลิงได้ให้สูตรสำหรับคำนวณหาค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของธาตุดังนี้

$$X_B - X_A = k \Delta_{AB}^{1/2}$$

X_A และ X_B เป็นค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของอะตอม A และ B ตามลำดับ
k = 0.208 (เมื่อ X_B - X_A อยู่ระหว่าง 0 และ 4)

$$\Delta = D_{AB} - \frac{1}{2}(D_{AA} + D_{BB})$$

เมื่อ D_{AB} , D_{AA} และ D_{BB} เป็นพลังงานพันธะของสาร AB, A_2 และ B_2 ตามลำดับ (ในหน่วย k cal/mol. จากหน่วย kJ/mol. เปลี่ยนเป็น k cal/mol ให้หารด้วย 4.184)

ตัวอย่าง พลังงานพันธะของ HF, H_2 F_2 เท่ากับ 135, 104 และ 38 kcal/mol ตามลำดับ และ $X_F = 4.0$ เราคำนวณหา X_H ได้

$$\begin{aligned} \Delta_{HF} &= D_{HF} - \frac{1}{2}(D_{H_2} + D_{F_2}) \\ &= 135 - \frac{1}{2}(104+38) = 64 \end{aligned}$$

$$X_F - X_H = 0.208\sqrt{64} = 1.7$$

$$X_H = 4.0 - 1.7 = 2.3$$

ค่าที่แท้จริงคือ 2.1 ซึ่งแตกต่างไปจากที่คำนวณได้ เพราะว่าค่า 2.1 นี้ได้มาจากการคำนวณสารประกอบอื่น ๆ ที่มีไฮโดรเจนและเอาค่าเหล่านี้มาเฉลี่ยกันอีกทีหนึ่ง ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของธาตุต่าง ๆ ได้แสดงในตารางที่ 4.4

ตารางที่ 4.4 ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของธาตุต่าง ๆ (ตามพอลลิง)

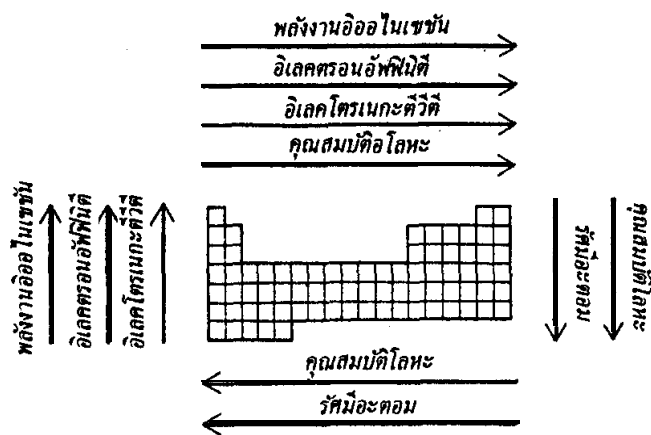
IA																		0	
1																		2	
H																		He	
2.1		IIA										IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA			
3	4											5	6	7	8	9		10	
Li	Be											B	C	N	O	F		Ne	
1.0	1.5											2.0	2.5	3.0	3.5	4.0			
11	12											13	14	15	16	17		18	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl		Ar	
0.9	1.2											1.5	1.8	2.1	2.5	3.0		—	
		IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B				IB	IIB							
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35		36	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br		Kr	
0.8	1.0	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.8	1.9	1.6	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8			
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53		54	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I		Xe	
0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	2.2	1.9	1.7	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5			
55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85		86	
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At		Rn	
0.7	0.9	1.1-1.2	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.8	1.9	2.0	2.2			
87	88	89-																	
Fr	Ra	Ac-																	
0.7	0.9	1.1-1.7																	

นอกจากนี้นักวิทยาศาสตร์ท่านอื่นคือ อาร์เอส มุลลิเกน (R.S.Mulliken) ได้ให้แนวความคิดหาค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีว่าเป็นค่าเฉลี่ยของสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนและพลังงานไอออไนเซชันของอะตอม นั่นคือ $E.N. = \frac{I.E.+E.A.}{2}$ แต่เนื่องจากเราไม่สามารถทราบค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนของธาตุทั้งหมดได้ จึงทำให้การหาค่าโดยวิธีนี้ไม่เป็นที่นิยมใช้กัน

จากตารางที่ 4.4 ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีภายในคาบหนึ่ง ๆ จะเพิ่มขึ้นตามเลขอะตอมิกที่เพิ่มขึ้นและภายในหมู่หนึ่ง ๆ ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีจะลดลงตามเลขอะตอมิกที่เพิ่มขึ้นหรือลดลงจากข้างบนลงมาข้างล่างตามตารางธาตุ ถ้าเปรียบเทียบการเปลี่ยนแปลงของขนาดอะตอมในตารางธาตุ จะเห็นว่าถ้าขนาดอะตอมยิ่งโตอิเล็กโตรเนกาติวิตียิ่งน้อย กล่าวคือหากอะตอมมีแนวโน้มที่จะสูญเสียอิเล็กตรอนได้ง่าย ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของธาตุนั้นก็มีค่าต่ำ และธาตุที่อิเล็กโตรเนกาติวิตีสุงธาตุนั้นมีแนวโน้มรับอิเล็กตรอนได้ดี

อิเล็กโตรเนกาติวิตี เป็นค่าสมมุติที่กำหนดให้กับธาตุแต่ละธาตุเพื่อเปรียบเทียบความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนเข้าสู่ตัวเองของธาตุนั้น ธาตุ F มีค่า EN สูงสุด คือ เท่ากับ 4 ธาตุในหมู่เดียวกัน พิจารณาจากบนลงล่าง ค่า EN ลดลงตามลำดับ ธาตุในคาบเดียวกันจากซ้ายไปขวาค่า EN เพิ่มขึ้นตามลำดับ

รูปที่ 4.4 สรุปลักษณะทั่วไปของขนาดอะตอม พลังงานไอออไนเซชัน อิเล็กตรอนแอฟฟินิตีและอิเล็กโตรเนกาติวิตี ตามตารางธาตุ



รูปที่ 4.4 แนวโน้มของค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี ค่าพลังงานไอออไนเซชัน ฯลฯ

4.3.6 ความเป็นตัวออกซิไดส์และตัวรีดิวซ์

ธาตุที่เป็นตัวออกซิไดส์ที่ดีได้แก่ธาตุที่รับอิเล็กตรอนได้ง่าย มีค่าพลังงานไอออไนเซชัน สัมพรรคภาพอิเล็กตรอนและอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูง ซึ่งได้แก่ธาตุที่เป็นอโลหะทางด้านขวาบนของตารางธาตุ สำหรับธาตุโลหะที่มีค่าพลังงานไอออไนเซชันสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนและอิเล็กโตรเนกาติวิตีต่ำจะมีความเป็นรีดิวซ์สูง ดังนั้นสรุปได้ว่าในแต่ละคาบความเป็นตัวรีดิวซ์ของธาตุจะลดลงจากซ้ายไปขวาของตารางธาตุ และในหมู่เดียวกันความเป็นตัวรีดิวซ์จะเพิ่มขึ้นจากข้างบนลงมาข้างล่างของตารางธาตุ

4.3.7 ความเป็นกรด-เบสของสารประกอบออกไซด์

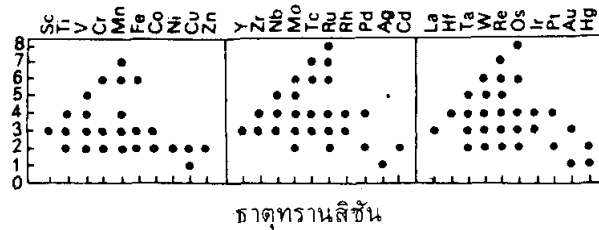
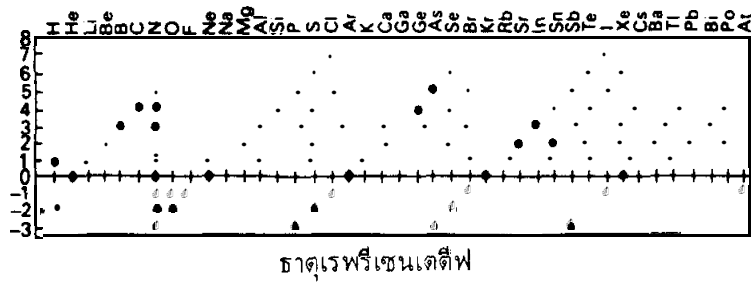
โลหะที่อยู่ทางซ้ายมือในตารางธาตุ ออกไซด์จะมีสมบัติเป็นเบส และออกไซด์ของอโลหะทางขวามือมีสมบัติเป็นกรด ความเป็นกรด-เบส ขึ้นอยู่กับขนาดและประจุของไอออน ถ้าขนาดของไอออนยิ่งโตก็ยิ่งมีความเป็นเบสมาก ดังนั้นแนวโน้มของกรด-เบสของธาตุในตารางธาตุจึงเป็นว่า ออกไซด์ของธาตุจากซ้ายไปขวาความเป็นเบสจะลดน้อยลง และจากข้างบนลงมาข้างล่างความเป็นเบสเพิ่มมากขึ้น ในกรณีของกรดจะมีทิศทางกลับกัน

4.4 เลขออกซิเดชันและตารางธาตุ

เลขออกซิเดชันจัดเป็นสมบัติทางเคมีของธาตุที่เกี่ยวข้องกับการถ่ายเทอิเล็กตรอนในปฏิกิริยาเคมีต่าง ๆ เลขออกซิเดชันของธาตุในสารประกอบไอออนิกคือประจุที่อยู่บนไอออนของสารประกอบนั้น สำหรับสารประกอบโคเวเลนต์ เลขออกซิเดชันคือประจุที่มีบนอะตอมของธาตุโดยเสมือนว่าพันธะเป็นไอออนิก เนื่องจากค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีต่างกันของธาตุในสารประกอบตัวอย่างเช่น

	Na ⁺	Cl ⁻	H	Cl	Cl	F	c	Cl ₄
เลขออกซิเดชัน	+1	-1	+1	-1	+1	-1	+4	-1

จากการที่ตารางธาตุได้ถูกจัดให้เป็นไปตามโครงสร้างอิเล็กตรอนในอะตอม ธาตุที่มีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากันจะอยู่ในหมู่เดียวกัน ค่าเลขออกซิเดชันของธาตุในสารประกอบจะมีค่าเท่ากับเลขหมู่ โดยเฉพาะหมู่ IA และ IIA มีเลขออกซิเดชันเป็น +1 และ +2 ตามลำดับ แต่ธาตุในกลุ่มอื่นๆ ส่วนใหญ่จะมีเลขออกซิเดชันมากกว่าหนึ่งค่า ค่าเลขออกซิเดชันของธาตุต่างๆ ตามตารางธาตุมีลักษณะซ้ำกันเป็นช่วง ๆ ดังแสดงในรูปที่ 4.5



รูปที่ 4.5 เลขออกซิเดชันที่เสถียรของธาตุต่าง ๆ

ค่าเลขออกซิเดชันของธาตุต่าง ๆ ในตารางธาตุพอสรุปได้ดังนี้

1. ธาตุโลหะอัลคาไล (หมู่ IA) และโลหะอัลคาไลน์ เอิร์ธ (หมู่ IIA) มีค่าเลขออกซิเดชันได้เพียงค่าเดียวเท่ากับเลขหมู่คือ +1 และ +2 ตามลำดับ สำหรับโลหะในหมู่ IIIA และ IVA จะมีเลขออกซิเดชันสองค่าห่าง 2 หน่วย เช่น โลหะหมู่ IIIA มีเลขออกซิเดชันได้ +1 และ +3 สำหรับธาตุหนัก (ที่อยู่ข้างล่างของหมู่) เลขออกซิเดชันต่ำจะเสถียรมากขึ้นดังตัวอย่าง Al มีค่าเดียว +3 In มีทั้ง +1 และ +3 Tl ส่วนใหญ่จะเป็น +1

2. ธาตุอโลหะที่เป็นไอออนลบจะมีค่าเลขออกซิเดชันค่าเดียวเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอนที่รับเข้ามาเพื่อให้เป็นไปตามกฎออกเตต เช่น ธาตุกลุ่มฮาโลเจน (หมู่ VIIA) มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ -1 ออกซิเจน กำมะถัน มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ -2 ในกรณีที่เป็นสารประกอบโคเวเลนต์ ธาตุเหล่านี้อาจมีค่าเลขออกซิเดชันเป็นค่าบวกหรือลบได้ขึ้นกับว่าสร้างพันธะกับธาตุใดโดยพิจารณาค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของธาตุประกอบด้วย มีข้อที่น่าสังเกตคือ ธาตุในหมู่เลขคู่ (เช่น VIA) มักมีค่าเลขออกซิเดชันเป็นเลขคู่ (+2, +4, +6, -2) และธาตุในหมู่เลขคี่ (เช่น VA, VIIA) มีค่าเลขออกซิเดชันเป็นเลขคี่ (+3, +5, +7) แต่ก็มีข้อยกเว้นเช่น N มีได้ทุกค่าตั้งแต่ -3 ถึง +5

3. โลหะทรานสิชันและทรานสิชันชั้นในสามารถมีค่าเลขออกซิเดชันได้หลายๆ ค่า ทั้งนี้เนื่องจากธาตุเหล่านี้มีพลังงานไอออนในเซชันลำดับต่างๆ ที่ใช้ดึงเวเลนซ์อิเล็กตรอนและอิเล็กตรอนชั้นถัดเข้ามาข้างใน (d และ f ออร์บิตอล) มีค่าไม่แตกต่างกันมากนัก ค่าเลขออกซิเดชันของธาตุที่มีอิเล็กตรอนใน d-ออร์บิตอล ไม่เกินครึ่ง (5 อิเล็กตรอน) จะมีค่าสูงสุดไม่เกินตัวเลขของหมู่

เช่น Mn อยู่ในหมู่ VIIB มีเลขออกซิเดชันได้ +2, +3, +4, +6 และสูงสุด +7 นอกจากนี้ในหมู่เดียวกันธาตุหนัก (ที่อยู่ข้างล่างของหมู่) มักแสดงค่าเลขออกซิเดชันค่าสูงมากกว่าค่าต่ำ เช่น Nb และ Ta มีค่าออกซิเดชัน +5 จะเสถียรกว่า +3

4.5 ธาตุที่สังเคราะห์ขึ้น

ตารางธาตุที่จัดขึ้นสมัยเมนเดลีฟ และได้พัฒนาขึ้นในสมัยต่อมาจนถึงปัจจุบันได้มีการเว้นช่องว่างสำหรับธาตุหลาย ๆ ธาตุที่ยังค้นไม่พบในเวลานั้น และบางธาตุก็พบว่าไม่มีในธรรมชาติ เช่น ธาตุลำดับที่ 43, 61, 85 และ 87 ซึ่งต่อมานักวิทยาศาสตร์ก็ได้สังเคราะห์ธาตุที่ 43, 61 และ 85 ขึ้นมาได้ สำหรับธาตุที่ 87 นั้น พบว่าเป็นสารผลิตผลจากการสลายตัวของธาตุกัมมันตภาพรังสี ธาตุที่สังเคราะห์ขึ้นนี้ ได้มาจากปฏิกิริยานิวเคลียร์ในห้องทดลองทางนิวเคลียร์ ธาตุเหล่านี้ไม่เสถียร เป็นธาตุกัมมันตภาพรังสี และสังเคราะห์ได้ปริมาณน้อย อย่างไรก็ตาม นักวิทยาศาสตร์ได้ใช้ประโยชน์จากแนวโน้มสมบัติของธาตุตามตารางธาตุ ทำให้สามารถแยกธาตุที่สังเคราะห์ใหม่ออกมาและศึกษาสมบัติต่าง ๆ ของธาตุเหล่านั้นได้

ตารางที่ 4.5 การสังเคราะห์ธาตุ ลำดับที่ 43, 61, 85 และการเกิดธาตุที่ 87

ธาตุ	ปี (ค.ศ.)	ผู้ค้นพบ	ปฏิกิริยานิวเคลียร์
43 Technetium	1937, USA	E.Segre, C.Perrier	$^{98}\text{Mo}(d,n)^{99}\text{Tc}$
61 Promethium	1945, USA	J.Marinski, L.Glendinin	Fission product of U
85 Astatine	1940, USA	E.Segre, D.Corson, K.Mc Kensie	$^{209}\text{Bi}(\alpha, 2n)^{211}\text{At}$
87 Francium	1939, France	M.Perey	$^{227}\text{Ac} \xrightarrow{\alpha} ^{223}\text{Fr}$

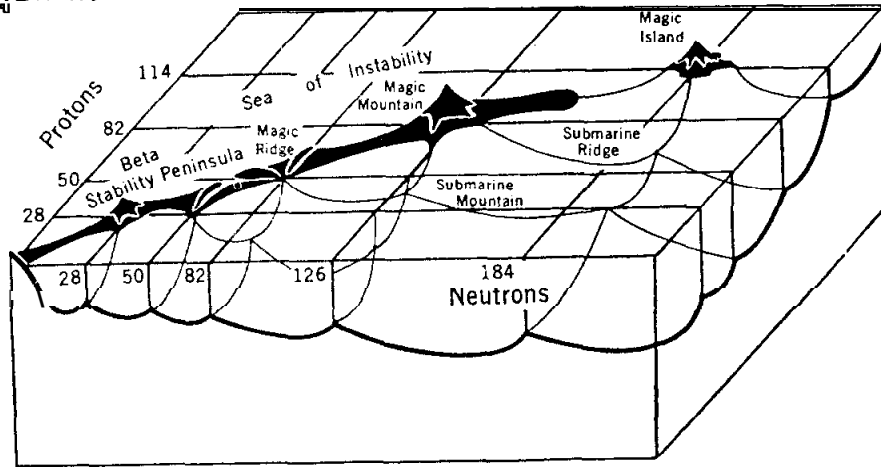
ต่อมานักวิทยาศาสตร์ได้ใช้เครื่องปฏิกรณ์ปรมาณูและเครื่องเร่งอนุภาคชนิดต่าง ๆ ทำให้เกิดปฏิกิริยานิวเคลียร์สังเคราะห์ธาตุที่หนักขึ้น คือ ธาตุที่หนักกว่ายูเรเนียม (ซึ่งเดิมเชื่อว่า U เป็นธาตุตัวสุดท้ายที่หนักที่สุด) ทำให้ได้ค้นพบธาตุกลุ่มหลังยูเรเนียม (Transuranium) คือธาตุตั้งแต่ 93 เป็นต้นไป โดยได้สังเคราะห์ธาตุใหม่ขึ้น 11 ธาตุคือ ธาตุที่ 93 (Np) ถึงธาตุที่ 103 (Lr) ในปี ค.ศ. 1960 นักวิทยาศาสตร์ทั้งสหรัฐอเมริกาและรัสเซีย ได้แข่งขันกันสร้างธาตุจนถึงธาตุที่ 105 และ 106 ซึ่งธาตุทั้งสองสังเคราะห์จากการยิงธาตุ ^{249}Cf ด้วยไอออนของ ^{15}N และ ^{18}O ตามลำดับ จนกระทั่งปี ค.ศ. 1981 เป็นต้นมา คณะวิทยาศาสตร์ชาวเยอรมันได้ใช้เครื่องเร่งอนุภาคชื่อ Universal Linear Accelerator (UNILAC) ที่เมือง Darmstadt เพื่อเร่งไอออนหนัก ตั้งแต่ โครเมียม (^{51}Cr) ไปจนถึงเหล็ก (^{58}Fe) และทำปฏิกิริยานิวเคลียร์กับธาตุหนักแล้วผลิตธาตุใหม่ตั้งแต่ธาตุที่ 107 จนกระทั่งธาตุที่ 112 ดังแสดงในตารางที่ 4.6

ตารางที่ 4.6 การค้นพบธาตุใหม่ต่อมาจากยูเรเนียม

ธาตุ	ปี ที่ค้นพบ	คณะผู้ค้นพบ	ปฏิกิริยาปฏิกิริยา
93 Neptunium	1940, U.S.A.	G.McMillan	$^{238}\text{U} + n \rightarrow ^{239}\text{U} \xrightarrow{\beta} ^{239}\text{Np}$
94 Plutonium	1940, U.S.A.	G.T. Seaborg	$^{238}\text{U} + d \rightarrow ^{238}\text{Np} \xrightarrow{\beta} ^{238}\text{Pu}$
95 Americium	1944, U.S.A.	A. Ghiorso	$^{239}\text{Pu}(n,\gamma) ^{240}\text{Pu}(n,\gamma) ^{241}\text{Pu} \xrightarrow{\beta} ^{241}\text{Am}$
96 Curium	1944, U.S.A.	G.T. Seaborg	$^{239}\text{Pu}(\alpha,n) ^{241}\text{Cm}$
97 Berkelium	1949, U.S.A.	G.T. Seaborg	$^{241}\text{Am}(\alpha,n) ^{243}\text{Bk}$
98 Californium	1950, U.S.A.	G.T. Seaborg	$^{242}\text{Cm}(\alpha,n) ^{245}\text{Cf}$
99 Einsteinium	1952, U.S.A.	A. Ghiorso	$^{238}\text{U} + 15n \rightarrow ^{253}\text{Es}$
100 Fermium	1953, U.S.A.	A. Ghiorso	$^{238}\text{U} + 17n \rightarrow ^{255}\text{Fm}$
101 Mendelevium	1955, U.S.A.	A. Ghiorso	$^{253}\text{Es} + \alpha \rightarrow ^{256}\text{Md}$
102 Nobelium	1958, U.S.A.	A. Ghiorso	$^{246}\text{Cm} + ^{12}\text{C} \rightarrow ^{254}\text{No}$
103 Lawrencium	1961, U.S.A.	A. Ghiorso	$^{252}\text{Cf} + ^{10}\text{B} \rightarrow ^{258}\text{Lr}$
104 Kurchatovium	1964, U.S.S.R.	G.N. Flerov	$^{242}\text{Pu} + ^{22}\text{Ne} \rightarrow ^{260}\text{Ku}$
Rutherfordium	1970, U.S.A.		$^{249}\text{Cf} + ^{12}\text{C} \rightarrow ^{257}\text{Rf}$
105 Nielsbohrium	1970, U.S.S.R.	G.N. Flerov	$^{243}\text{Am} + ^{22}\text{Ne} \rightarrow 105$
Hahnium	1970, U.S.A.		$^{249}\text{Cf} + ^{15}\text{N} \rightarrow 105$
106	1974, U.S.A.		$^{249}\text{Cf} + ^{18}\text{O} \rightarrow 106$
	1974, U.S.S.R.	G.N. Flerov	$^{208}\text{Pb} + ^{51}\text{Cr} \rightarrow 106$
107	1981, F.R.G.	P. Armbruster	$^{209}\text{Bi} + ^{54}\text{Cr} \rightarrow ^{262}_{107}$
108	1984, F.R.G.	P. Armbruster	$^{208}\text{Pb} + ^{58}\text{Fe} \rightarrow ^{265}_{108}$
109	1982, F.R.G.	P. Armbruster	$^{209}\text{Bi} + ^{58}\text{Fe} \rightarrow ^{266}_{109}$
110	1994, F.R.G.	P. Armbruster	
111	1996, F.R.G.	P. Armbruster	
112	1994, F.R.G.	P. Armbruster	

* U.S.A. = สหรัฐอเมริกา U.S.S.R. = โซเวียตเซีย F.R.G. = เยอรมัน

ปัจจุบันนักวิทยาศาสตร์ได้อาศัยประโยชน์ของตารางธาตุและนักทฤษฎีเกี่ยวกับที่ใช้ในการสร้างตารางธาตุมาขยายเพื่อสร้างธาตุใหม่ที่หนักขึ้น ซึ่งจะอยู่ในคาบที่ 7 ของตารางธาตุ และอิเล็กตรอนบรรจุใน d-block นอกจากนี้ยังได้พยายามสังเคราะห์ธาตุอีกกลุ่มหนึ่งขึ้นมาคือ “ธาตุหนักยิ่งยวด” (Superheavy elements) ซึ่งได้แก่ธาตุที่ 114 ซึ่งคาดเป็นธาตุที่เสถียร ดังแสดงในรูปที่ 4.6



รูปที่ 4.6 แบบจำลองแสดงภูมิประเทศของนิวเคลียสของธาตุที่เสถียร (ในปัจจุบัน) และธาตุที่คาดว่าจะเสถียร ($Z = 114, N = 184$) เสมือนเป็นเกาะในทะเลของนิวเคลียสที่ไม่เสถียร

ธาตุที่สังเคราะห์ขึ้นใหม่มักได้รับการตั้งชื่อตามชื่อนักวิทยาศาสตร์ที่มีชื่อเสียง เพื่อเป็นเกียรติยกย่องนักวิทยาศาสตร์ผู้คนที่ได้ทำคุณประโยชน์แก่วงการวิทยาศาสตร์อย่างมาก หรืออาจตั้งชื่อเพื่อเป็นเกียรติต่อสถานที่ตั้ง หน่วยงานทดลองวิจัย อย่างไรก็ตามในการตั้งชื่อธาตุใหม่อย่างเป็นทางการจะต้องผ่านการยินยอมของคณะกรรมการระหว่างชาติ เคมีบริสุทธิ์ และเคมีประยุกต์ (International Union of Pure and Applied Chemistry: IUPAC) และตราบไต่ที่ยังไม่มีชื่อธาตุอย่างเป็นทางการให้ใช้หมายเลขในระบบภาษาลาติน คือ 0=nil(n) 2=bi(b) 3=tri(t) 4=quad(q) 5=pent(p) 6=hex(h) 7=sept(s) 8=oct(o) 9=enn(e) และเรียกหมายเลขโดยเรียงตัวเลขตามลำดับแล้วลงท้ายด้วย “ium” ยกเว้น (1) ตัด n ของ enn ออก 1 ตัว เมื่ออยู่หน้า “nil” (2) ตัด i ของ bi และ tri ก่อนเติม “ium” สำหรับการเขียนสัญลักษณ์ของธาตุแสดงตามอักษรย่อของหมายเลข ตัวอย่างเช่น ธาตุที่ 104 จึงมีชื่อว่า Unnilquadium (สัญลักษณ์ Unq : ซึ่งมาจาก un=1, nil=0 และ quad=4) ธาตุที่ 105 คือ Unnilpentium (Unp) ธาตุที่ 106 คือ Unnilhexium (Unh) ธาตุที่ 107 คือ Unnilseptium(Uns) ธาตุที่ 108 คือ Unniloctium(Unc)

และธาตุที่ 109 คือ Unilanium(Une) สำหรับธาตุที่ 116 ควรจะมีชื่อ Ununhexium(Unh) และธาตุที่ 202 น่าจะเรียก Binilbium(Bnb) เป็นต้น ในการตั้งชื่อธาตุใหม่บางครั้งก็มีข้อขัดแย้งกัน ซึ่งเป็นปัญหามาจากนักวิทยาศาสตร์แต่ละชาติต่างช่วงชิงการเป็นผู้ค้นพบธาตุใหม่และแย่งชิงตั้งชื่อธาตุใหม่นั้น เพื่อเป็นเกียรติแก่นักวิทยาศาสตร์ที่ตนชื่นชอบ ดังเช่น ธาตุที่ 104 มีชื่อเรียก Kurchatovium(Ku) และ Rutherfordium(Rf) ธาตุที่ 105 มีชื่อเรียก Nielsborium(Ns) และ Hahnium(Ha) ดังนั้น เพื่อขจัดข้อขัดแย้งนี้ IUPAC จึงได้ตั้งคณะกรรมการขึ้นเพื่อพิจารณาคัดเลือกชื่อที่เหมาะสมสำหรับธาตุใหม่จำนวน 6 ธาตุ ตั้งแต่ธาตุที่ 104 ถึง 109 และได้บรรลุข้อตกลงเมื่อกลางเดือนมิถุนายน ค.ศ.1998 โดยกำหนดชื่อธาตุใหม่ดังแสดงในตารางที่ 4.7 สำหรับธาตุที่ 110-112 ยังไม่มีการตัดสินใจ

ตารางที่ 4.7 ชื่อธาตุใหม่อย่างเป็นทางการ

หมายเลข	ชื่อธาตุ	สัญลักษณ์	ชื่อมาจาก
104	Rutherfordium	Rf	Ernest Rutherford นักฟิสิกส์ชาวนิวซีแลนด์
105	Dubnium	Db	เมือง Dubna ประเทศรัสเซีย
106	Seaborgium	Sg	Glenn T. Seaborg นักนิวเคลียร์เคมีชาวอเมริกา
107	Bohrium	Bh	Niels Bohr นักฟิสิกส์ชาวเดนมาร์ก
108	Hassium	Hs	ชื่อแคว้น Hessen ประเทศเยอรมัน โดยใช้รากศัพท์ภาษาละตินที่ตั้งของเมือง Darmstadt
109	Meitnerium	Mt	Lisa Meitner. นักฟิสิกส์ชาวเยอรมัน

แบบฝึกหัด

- 1) ประโยชน์ของการจัดธาตุต่างๆ เป็นตารางธาตุ
- 2) การจัดธาตุต่างๆ ในตารางธาตุปัจจุบันใช้อะไรเป็นเกณฑ์
- 3) จาก Electron configuration ของธาตุ ทำให้สามารถจัดธาตุเป็นกลุ่ม (block) ใหญ่ๆ ได้กี่กลุ่ม (เขียนรูปตารางธาตุประกอบ) และเหตุใดจึงมีชื่อกลุ่มเช่นนั้น
- 4) กลุ่มธาตุต่อไปนี้หมายถึงธาตุกลุ่มใดในตารางธาตุ จงอธิบาย
 - ก) Representative elements
 - ข) Transition elements
 - ค) Inner transition elements
 - ง) Noble gases
- 5) จงอธิบายคำหรือความหมายของคำต่อไปนี้
 - ก) isoelectronic
 - ข) valence shell electron
 - ค) metal
 - ง) metalloid
- 6) จงอธิบายคำหรือความหมายของคำต่อไปนี้
 - ก) the periodic law
 - ข) ionization energy
 - ค) electron affinity
 - ง) electronegativity
- 7) จงอธิบายลักษณะข้อแตกต่างที่สำคัญระหว่างเทอมของแต่ละคู่
 - ก) actinide และ lanthanide
 - ข) covalent และ metallic radius
 - ค) I.E. และ E.A.
 - ง) paramagnetic และ diamagnetic
- 8) จากอะตอม $^{119}_{50}\text{Sn}$ จงหาจำนวนของอนุภาคต่อไปนี้
 - ก) proton
 - ข) neutron
 - ค) 4d-electron
 - ง) 3s-electron
 - จ) 5p electron
 - ฉ) electron ใน valence shell
- 9) ในบรรดาไอออนต่างๆ ต่อไปนี้ Fe^{2+} , Sc^{3+} , Ca^{2+} , F^- , Co^{2+} , Co^{3+} , Sr^{2+} , Cu^+ , Zn^{2+} และ Al^{3+} ทราบว่าไอออนคู่ใดบ้างที่จัดเป็น isoelectronic
- 10) จงให้สัญลักษณ์ของธาตุ
 - ก) ในหมู่ 4A ที่ขนาดอะตอมเล็กที่สุด
 - ข) ในคาบที่ 5 ที่อะตอมมีขนาดโตที่สุด
- 11) จากข้อมูลในตารางธาตุอะตอมของธาตุต่อไปนี้ : Bi, S, Ba, As และ Ca ทราบว่าอะตอมใด
 - ก) เป็นโลหะมากที่สุด
 - ข) อโลหะมากที่สุด
 - ค) มีค่า IE อยู่ตรงกลางในบรรดาธาตุทั้งห้า

- 18) อะตอมของธาตุ X มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ถ้ามสารประกอบ
คลอไรด์ของธาตุนี้ ควรมีสสูตรแบบใด
- | | |
|------------|------------|
| ก) X_2Cl | ข) XCl |
| ค) XCl_2 | ง) XCl_3 |
| จ) XCl_4 | |
- 19) อะตอมที่มีการจัดเรียงของ valence shell แบบ $6s^2 6p^2$ น่าจะพบใน
- | | |
|----------------------|----------------------|
| ก) หมู่ 4A, คาบที่ 4 | ข) หมู่ 6B, คาบที่ 4 |
| ค) หมู่ 6A, คาบที่ 4 | ง) หมู่ 4B, คาบที่ 6 |
| จ) หมู่ 4A คาบที่ 6 | |
- 20) ในตารางธาตุ อะตอมที่เบาที่สุด ซึ่งมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น $(n-1)d^8 ns^2$ น่าจะใน
- | | |
|-------------|-------------|
| ก) หมู่ 2A | ข) หมู่ 2B |
| ค) คาบที่ 8 | ง) คาบที่ 4 |
| จ) คาบที่ 6 | |
- 21) ในอนาคตที่มีการค้นพบธาตุที่ $Z = 114$ ธาตุนี้ควรจะบรรจุในบริเวณใดของตารางธาตุ
- | | |
|------------------------|--------------------|
| ก) คาบที่ 6 | ข) อนุกรมแอกติไนด์ |
| ค) ทรานสิชันในคาบที่ 5 | ง) หมู่ 4A |
| จ) โลหะอัลคาไลน์ | |