หน่วยที่ 2
ตารางธาตุ
PERIODIC TABLE

2.1 การค้นพบกฎพีริออดิก (Periodic law)

ก่อนที่เราจะมีตารางธาตุแบบที่ใช้กันเช่นตารางธาตุในปัจจุบันนี้ นักวิทยาศาสตร์หลายท่านได้พยายามหากฎเกณฑ์ สมบัติของธาตุที่รู้จักกันอยู่ในสมัยนั้น ๆ แล้วมารวบรวมเป็นหมวดหมู่ เพื่อความสะดวกในการศึกษาค้นคว้า และหลักเกณฑ์ของตารางธาตุนี้ยังใช้พยากรณ์สมบัติของธาตุที่ยังไม่พบได้อีกด้วย ความเป็นมาของตารางธาตุเริ่มต้นมาเมื่อ 100 กว่าปีมานี้ หลังจากที่จอห์น ดอลตัน ได้เสนอทฤษฎีอะตอมแล้ว นักวิทยาศาสตร์ได้พยายามหาความสัมพันธ์ของน้ำหนักอะตอมกับสมบัติทางเคมีของธาตุ และเห็นว่าธาตุมีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกันมาก เช่น โซเดียมมีสมบัติคล้ายคลึงกับโพแทสเซียม คลอรีนมีสมบัติคล้ายคลึงกับโบรมีน เป็นต้น

ความพยายามที่จะหาความสัมพันธ์ระหว่างสมบัติทางเคมีของธาตุกับน้ำหนักอะตอมของธาตุนั้น ๆ สำเร็จเป็นครั้งแรกในปี ค.ศ. 1829 โดย Johann Dobereiner นักวิทยาศาสตร์ชาวเยอรมันได้เลือกธาตุที่มีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกัน แล้วนำมาจัดเป็นกลุ่ม ๆ ละ 3 ธาตุ เรียงจากธาตุที่มีน้ำหนักอะตอมน้อยไปหาธาตุที่มีน้ำหนักอะตอมมาก และเรียกชื่อกลุ่มธาตุนั้นว่า Dobereiner's triads และยังพบอีกว่าน้ำหนักอะตอมของธาตุตัวกลางของทุก ๆ กลุ่มจะมีน้ำหนักใกล้เคียงค่าเฉลี่ยของน้ำหนักอะตอมของธาตุอีก 2 ธาตุ ดังนี้

ตารางที่ 2.1 Dobereiner's triads

ธาตุ	น้ำหนักอะตอม	น้ำหนักอะตอมเฉลี่ย
คลอรีน (Cl)	35.5	
โบรมีน (Br)	79.9	81.2
ไอโอดีน (I)	126.9	

ธาตุ	น้ำหนักอะตอม	น้ำหนักอะตอมเฉลี่ย
ซัลเฟอร์ (S)	32.1	
ซิลีเนียม (Se)	79.0	79.8
เทลลูเรียม (Te)	127.6	
แคลเซียม (Ca)	40.1	
สทรอนเชียม (Sr)	87.6	88.7
แบเรียม (Ba)	137.3	

ในปี ค.ศ. 1864 John A.R. Newlands นักเคมีชาวอังกฤษได้เสนอ Law of Octaves โดยจัดเรียงธาตุตามน้ำหนักอะตอมจากน้อยไปหามากแถวละ 7 ธาตุ พอธาตุที่ 8 ก็ขึ้นบรรทัดใหม่ดังตารางที่ 2.2 และ Newlands พบว่า

แถวที่ 2 ธาตุตัวที่ 8 (Na) มีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกับธาตุตัวที่ 1 (Li)

ธาตุตัวที่ 9 (Mg) มีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกับธาตุตัวที่ 2 (Be) ของแถวที่ 1

ธาตุตัวที่ 10 (Al) มีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกับธาตุตัวที่ 3 (B) ของแถวที่ 1

ธาตุตัวที่ 11 (Si) มีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกับธาตุตัวที่ 4 (C) ของแถวที่ 1

และเป็นเช่นนี้เรื่อยไปจนถึง

ธาตุตัวที่ 14 (Cl) มีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงธาตุตัวที่ 7 (F) ของแถวที่ 1

แถวที่ 3 ธาตุ K จะมีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกับ Na และ Li (ในแนวตั้ง)

ธาตุ Ca จะมีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกับ Mg และ Be (ในแนวตั้ง)

แต่ Newlands ก็พบว่าความคล้ายคลึงของธาตุในแนวตั้งตามตารางธาตุใช้ได้ถูกต้องดีสำหรับธาตุที่มีน้ำหนักอะตอม 40.1 (คือ Ca) เท่านั้น

ตารางที่ 2.2 ตารางธาตุของ Newlands **(ค.ศ. 1864)**

						H
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	Co,Ni
Cu	Zn	Y	In	As	Se	Br
Rb	Sr	La,Ce	Zr	Nb,Mo	Ru,Rh	Pd
Ag	Cd	U	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba,V					

ความคิดเกี่ยวกับตารางธาตุนี้ นับได้ว่าเป็นหนี้บุญคุณกับนักเคมีสองคนที่ได้พัฒนาตารางธาตุ คือ Lothar Meyer นักเคมีชาวเยอรมัน และ Dmitri Mendeleev นักเคมีชาวรัสเซีย มากกว่านักเคมีคนอื่น ๆ นักเคมีทั้งสองได้ศึกษาค้นคว้างานของตนอย่างอิสระ โดยค้นพบกฎพีริออดิก (Periodic law) และพิมพ์ตารางธาตุเผยแพร่ที่คล้ายกันในช่วงเวลาใกล้เคียงกัน โดย Meyer ได้พิมพ์ตารางธาตุของเขาเผยแพร่ในปี ค.ศ. 1869 ซึ่งในขณะนั้นมีธาตุอยู่เพียง 50 กว่าธาตุเท่านั้น Meyer ได้แสดงให้เห็นว่าสมบัติหลายอย่าง เช่น ปริมาตร โมเลกุล จุดเดือด ความแข็ง ฯลฯ จะแปรเปลี่ยนไปตามน้ำหนักอะตอม ดังตารางที่ 2.3

ตารางที่ 2.3 ตารางธาตุของ Meyer **(ค.ศ. 1869)**

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX
	B 11	Al 23.7		–		?In 113.4		Tl 202.7
			–		–		–	
	C 12	Si 28		–		Sn 117.8		Pb 206.4
			Ti 48		Zr 89.7		–	
	N 14	P 30.9		As 74.9		Sb 122.1		Bi 207.5
			V 51.2		Nb 93.7		Ta 182.2	
	O 16	S 32		Se 78		Te 128?		
			Cr 52.4		Mo 95.6		W 183.5	
	F 19	Cl 35.4		Br 79.75		I 126.5		
			Mn 54.8		Ru 103.5		Os 198.6?	
			Fe 55.9		Rh 104.1		Ir 196.7	
		Co =	Ni 58.6		Pd 106.2		Pt 196.7	
Li 7.0	Na 22.9	K 39		Rb 85.2		Cs 132.7		
			Cu 63.3		Ag 107.7		Au 192.2	
?Be 9.3	Mg 23.9	Ca 39.9		Sr 87		Ba 136.8		
			Zn 64.9		Cd 111.6		Hg 199.3	

ตารางที่ 2.4 ตารางธาตุของ Mendeleev ฉบับแรกปี ค.ศ. 1869

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180	
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182	
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186	
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4	
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198	
			Ni = Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199	
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200	
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112		
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?	
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118		
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?	
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?		
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127		
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204	
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207	
		? = 45	Ce = 92			
		?Er = 56	La = 94			
		?Yt = 60	¦Di = 95			
		?In = 75,6¦	Th = 118?			

Mendeleev's periodic table as it appeared in the Zeitschrift fur Chemie for 1869

ตารางที่ 2.5 ตารางธาตุของ Mendeleev ฉบับปรุงปรุงปี ค.ศ. 1871

	Group I	Group II	Group III	Group IV	Group V	Group VI	Group VII	Group VIII		
1	H 1									
2	Li 7	Be 9.4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19			
3	Na 23	Mg 24	Al 27.3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35.5			
4	K 39	Ca 40	— 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe 56	Co 59	Ni 59
5	Cu 63	Zn 65	— 68	— 72	As 75	Se 78	Br 80			
6	Rb 85	Sr 87	Yt 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	— 100	Ru 104	Rh 104	Pd 106
7	Ag 108	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 125	I 127			
8	Cs 133	Ba 137	Di 1387	Ce 140?						
9										
10			Er 178	La 180	Ta 182	W 184		Os 195	Ir 197	Pt 198
11	Au 199	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208					
12				Th 231		U 240				

ในปีเดียวกัน Mendeleev ได้ตีพิมพ์ผลงานของเขาที่ได้ค้นพบด้วยตนเอง เกี่ยวกับตารางธาตุไว้เป็นครั้งแรก ดังตารางที่ 2.4 Mendeleev ได้ค้นคว้างานของเขาต่อเนื่องกันไปเรื่อย ๆ และได้ปรับปรุงตารางธาตุของเขาใหม่อีก โดยพิมพ์เผยแพร่อีกในปี ค.ศ. 1871 ดังตารางที่ 2.5

จากตารางนี้ Mendeleev สามารถกำหนดตำแหน่งที่อยู่ของธาตุที่ยังไม่ได้ค้นพบไว้ในช่องว่างที่เว้นไว้ในตารางธาตุอย่างแน่นอน พร้อมทั้งทำนายสมบัติของธาตุเหล่านั้นไว้ด้วย เช่น เรียกธาตุที่ยังไม่ได้ค้นพบที่มีน้ำหนักอะตอม 44, 68 และ 72 ว่า Eka-boron, Eka-aluminium และ Eka-silicon ตามลำดับ ซึ่งต่อมานักวิทยาศาสตร์รุ่นหลังได้ค้นพบธาตุทั้งสามนี้ และได้ตั้งชื่อธาตุเหล่านี้ใหม่ว่า สแคนเดียม (Sc) แกลเลียม (Ga) และ เจอร์เมเนียม (Ge) จากการที่ Mendeleev ทำนายสมบัติของธาตุ Eka-silicon ไว้ ปรากฏว่าถูกต้องใกล้เคียงมากกับธาตุเจอร์เมเนียมที่ได้ค้นพบภายหลัง ดังนี้

ตารางที่ 2.6 เปรียบเทียบสมบัติของเจอร์เมเนียมที่ Mendeleev ทำนายไว้กับที่ค้นพบจริง

สมบัติ	ที่ทำนายไว้ใน ค.ศ. 1871	ที่ค้นพบใน ค.ศ. 1886
น้ำหนักอะตอม	72	72.3
ความหนาแน่น	5.5 g / cm^3	5.47 g / cm^3
ความร้อนจำเพาะ	0.073 cal / g°C	0.076 cal / g°C
จุดหลอมเหลว	สูงมาก	960°C
สี	สีเทา	สีเทาแกมขาว
สูตรของออกไซด์	RO_2	GeO_2
ความหนาแน่นของออกไซด์	4.7 g / cm^3	4.75 g / cm^3
สูตรของคลอไรด์	RCl_4	$GeCl_4$
ความหนาแน่นของคลอไรด์	1.9 g / cm^3	1.88 g / cm^3
จุดเดือดของคลอไรด์	ต่ำกว่า 100°C	86°C

นอกจากนี้จะเห็นได้ว่า Mendeleev จัดตารางธาตุโดยคำนึงถึงสมบัติที่คล้ายกันเป็นหลักประกอบด้วย แม้ว่าจะขัดกับหลักเกณฑ์การเรียงธาตุตามค่าน้ำหนักอะตอมบ้างก็ตาม เช่น ไอโอดีน ถึงแม้จะมีน้ำหนักอะตอมน้อยกว่าเทลลูเรียม แต่ Mendeleev ได้จัดตำแหน่งที่อยู่จริงในตารางธาตุไว้หลังเทลลูเรียม เป็นต้น

เนื่องจากทั้ง Meyer และ Mendeleev ได้เสนอตารางธาตุในหลักเกณฑ์เดียวกัน คือ จัดเรียงธาตุตามน้ำหนักอะตอมและในช่วงเวลาเดียวกันอีกด้วย จึงยากที่จะลงความเห็นว่าผู้ใดควรจะได้รับการยกย่องว่าเป็นบุคคลแรกที่วางหลักเกณฑ์ของตารางธาตุปัจจุบัน อย่างไรก็ตาม จากการที่ Mendeleev ได้มองการณ์ไกลกว่า Meyer ในเรื่องการกำหนดตำแหน่งของธาตุที่ยังไม่ได้ค้นพบไว้ในช่องว่างที่แน่นอน รวมทั้งทำนายสมบัติไว้ และจัดธาตุไว้ตามสมบัติที่คล้ายกันดังกล่าวแล้วนั้น ส่วนใหญ่จึงเห็นว่า Mendeleev ควรได้รับเกียรติว่าเป็นบุคคลแรกที่วางหลักเกณฑ์ของตารางธาตุปัจจุบัน

ในปี ค.ศ. 1913 Henry G.J. Moseley นักเคมีชาวอังกฤษได้ค้นพบค่าของอะตอมมิกนัมเบอร์ของธาตุ โดยใช้ความรู้จากรังสีเอ๊กซ์เป็นเครื่องช่วย วิธีการของเขาก็คือใช้ธาตุที่ต้องการหาเป็นขั้วใน Cathode ray tube ขณะที่เกิด Cathode ray จะวิ่งไปกระทบเป้าที่เป็นธาตุซึ่งต้องการหาอะตอมมิกนัมเบอร์ ก็จะให้รังสีเอ๊กซ์ออกมา ถ้าเปลี่ยนขั้วเป็นโลหะต่าง ๆ ก็จะได้รังสีเอ๊กซ์ ซึ่งมีความถี่ต่าง ๆ กัน จากการทดลองพบว่าเมื่อเปลี่ยนธาตุที่ใช้เป็นเป้าต่างกัน ค่าความถี่ของรังสีเอ๊กซ์จะแตกต่างกันด้วยตัวเลขคงที่อันหนึ่ง แสดงว่าอะตอมมิกนัมเบอร์ของธาตุต่าง ๆ เรียงกันถูกต้อง แต่ถ้าเมื่อใดค่าของความถี่ของรังสีเอ๊กซ์กระโดดจากเดิมมากไม่แปรเปลี่ยนไปด้วยตัวเลขคงที่ ทำให้ทราบได้ว่า ค่าของอะตอมมิกนัมเบอร์ของธาตุไม่ได้เรียงกัน จากการค้นพบค่าอะตอมมิกนัมเบอร์ของธาตุนี้ ทำให้กฎพีริออดิก (Periodic law) เปลี่ยนไปเป็น "สมบัติของธาตุต่าง ๆ จะแปรเปลี่ยนไปตามค่าของอะตอมมิกนัมเบอร์" และตารางธาตุช่วยให้การศึกษาวิชาเคมีเข้าใจง่าย และสะดวกขึ้น ซึ่งจะได้กล่าวในตอนประโยชน์ต่อไป

2.2 ตารางธาตุปัจจุบัน

ตารางธาตุปัจจุบันได้วิวัฒนาการมาเรื่อย ๆ ดังได้กล่าวมาแล้ว โดยมีรายละเอียดดังตารางที่ 2.7 ดังนี้

Exhibit No. 2.7 Date 8/13/91 Reporter

Key

Atomic number →
Symbol →
Atomic weight → (mass number of most stable isotope, if in parentheses)

Groups	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0
1																		2 He 4.003
2	3 Li 6.941	4 Be 9.012											5 B 10.81	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.179
3	11 Na 22.990	12 Mg 24.305											13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.06	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
4	19 K 39.098	20 Ca 40.08	21 Sc 44.956	22 Ti 47.90	23 V 50.941	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.847	27 Co 58.933	28 Ni 58.70	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
5	37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.22	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc (97)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.4	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.69	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.30
6	55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 La 138.91 *	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.85	75 Re 186.21	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.37	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
7	87 Fr (223)	88 Ra 226.03	89 Ac 227.03 †	104 Rf (261)	105 Ha (262)	106 (263)												

*Lanthanoids	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.4	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 160.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97
†Actinoids	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np 237.05	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (254)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)

1. ธาตุที่เรียงตามแนวระดับหรือแนวนอนเรียกว่า คาบ (Periods) ซึ่งมีอยู่ด้วยกัน 7 คาบ

คาบที่ 1 มี 2 ธาตุตั้งแต่ธาตุที่มีอะตอมมิกนัมเบอร์ 1 ถึง 2 คือ ไฮโดรเจน (H) กับฮีเลียม (He) ไฮโดรเจนบางครั้งกำหนดไว้เหนือลิเทียม ในหมู่ IA และบางครั้งอยู่เหนือฟลูออรีนในหมู่ VIIA แต่ที่ถูกต้องจริง ๆ ไฮโดรเจนไม่ใช่ทั้งโลหะอัลคาไลและธาตุเฮโลเจน

คาบที่ 2 มี 8 ธาตุ เริ่มตั้งแต่ธาตุที่มีอะตอมมิกนัมเบอร์ 3 ถึง 10 ตั้งแต่ลิเทียม (Li) เบริลเลียม (Be) โบรอน (B) คาร์บอน (C) ไนโตรเจน (N) ออกซิเจน (O) ฟลูออรีน (F) และนีออน (Ne) ซึ่งถ้าพิจารณาดูอิเล็กตรอนวงนอกสุดของแต่ละธาตุ จะพบว่าค่อย ๆ เพิ่มขึ้นทีละหนึ่งอิเล็กตรอน จนถึงนีออนมีอิเล็กตรอนวงนอกสุดครบแปด ส่วนสมบัติของธาตุจะพบว่าธาตุที่มีค่าอะตอมมิกนัมเบอร์น้อย ๆ มีสมบัติเป็นโลหะแล้วค่อย ๆ เปลี่ยนเป็นอโลหะ

คาบที่ 3 มี 8 ธาตุ เริ่มตั้งแต่ธาตุที่มีอะตอมมิกนัมเบอร์ 11 ถึง 18 คือ โซเดียม (Na) แมกนีเซียม (Mg) อะลูมิเนียม (Al) ซิลิคอน (Si) ฟอสฟอรัส (P) กำมะถัน (S) คลอรีน (Cl) และอาร์กอน (Ar)

คาบที่ 4 มี 18 ธาตุเริ่มตั้งแต่ธาตุที่มีอะตอมมิกนัมเบอร์ 19 ถึง 36 โดยมีหมู่ธาตุทรานซิชันเพิ่มอีก 10 ธาตุ เริ่มตั้งแต่ สแคนเดียม (Sc) ถึงสังกะสี (Zn) ซึ่งนับได้ว่าเป็นโลหะทั้งสิ้นและมีสมบัติคล้ายคลึงกัน

คาบที่ 5 มี 18 ธาตุ เริ่มตั้งแต่ธาตุที่มีอะตอมมิกนัมเบอร์ 37 ถึง 54 เริ่มต้นด้วยธาตุ รูบิเดียม (Rb) เรื่อยไปจนสิ้นสุดด้วยธาตุซีนอน (Xe) พร้อมทั้งมีหมู่ธาตุทรานซิชัน 10 ธาตุ เช่นเดียวกับคาบที่ 4

คาบที่ 6 มี 32 ธาตุ เริ่มตั้งแต่ธาตุที่มีอะตอมมิกนัมเบอร์ 55 ถึง 86 นับตั้งแต่ซีเซียม (Cs) จนถึง เรดอน (Rn) จัดว่าเป็นคาบที่มีธาตุมากที่สุดคาบหนึ่ง ทั้งนี้เพราะมีหมู่ธาตุแลนทาไนด์ เพิ่มอีก 14 ธาตุ (ตั้งแต่ธาตุที่มีอะตอมมิกนัมเบอร์ 58 ถึง 71) ซึ่งมีสมบัติคล้ายคลึงกัน และเป็นธาตุที่หายาก มักเรียกว่า Rare-earth elements

คาบที่ 7 เป็นคาบที่นับว่ายังไม่สมบูรณ์ ประกอบด้วยธาตุที่มีอะตอมมิกนัมเบอร์ 86 แฟรนเซียม (Fr) จนถึง 105 ฮาห์เนียม (Ha) และธาตุที่มีอะตอมมิกนัมเบอร์ตั้งแต่ 90 ถึง 103 เรียกว่า หมู่ธาตุแอกติไนด์ สำหรับธาตุที่มีอะตอมมิกนัมเบอร์ 89 ถึง 92 พบในธรรมชาติ นอกนั้น (ธาตุที่มีอะตอมมิกนัมเบอร์ 93 - 105) เตรียมได้จากห้องปฏิบัติการ

จากการจัดเรียงธาตุตามค่าอะตอมมิกนัมเบอร์ลงในคาบต่าง ๆ ตั้งแต่คาบที่ 1 ถึงคาบที่ 7 ดังได้กล่าวไว้ข้างต้นนั้น อาจสรุปให้เห็นได้ง่าย ๆ ดังตารางที่ 2.8

ตารางที่ 2.8 โครงสร้างของตารางธาตุ

คาบที่	จำนวนธาตุ	ธาตุเริ่มต้น	ธาตุสุดท้าย
1	2	$_{1}H$	$_{2}He$
2	8	$_{3}Li$	$_{10}Ne$
3	8	$_{11}Na$	$_{18}Ar$
4	18	$_{19}K$	$_{36}Kr$
5	18	$_{37}Rb$	$_{54}Xe$
6	32	$_{55}Cs$	$_{86}Rn$
7	—	$_{87}Fr$	—

2. ธาตุตามแนวดิ่งเรียกว่า หมู่ (group) หรือ family ซึ่งมีอยู่ด้วยกันถึง 18 หมู่ จากสมบัติของธาตุพบว่าธาตุที่อยู่ในหมู่เดียวกันจะมีสมบัติคล้ายคลึงกัน ซึ่งหมู่ธาตุเหล่านี้แบ่งออกเป็นหมู่ A แปดหมู่ และหมู่ B แปดหมู่ และหมู่ธาตุบางหมู่ มีชื่อเรียกเฉพาะต่าง ๆ กัน เช่น

หมู่ I A เรียก โลหะอัลคาไล (alkali metals)

หมู่ II A เรียก โลหะอัลคาไลน์เออร์ท (alkaline earth metals)

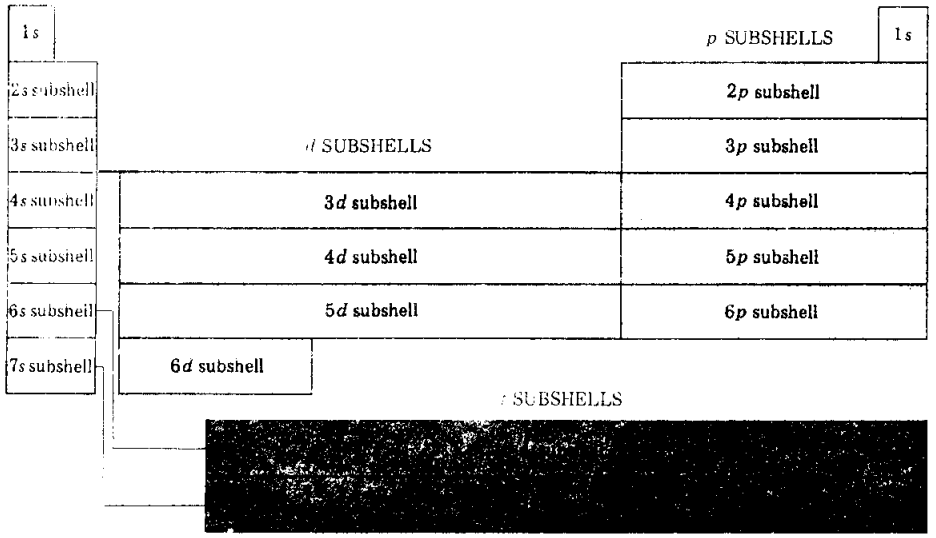
หมู่ VII A เรียก เฮโลเจน (halogens)

หมู่ VIII A หรือ หมู่ O เรียก แก๊สเฉื่อย (inert gases) หรือ แก๊สมีตระกูล (noble gases)

หมู่ VIII B บางครั้งเรียกง่าย ๆ ว่าหมู่ VIII

3. การจัดเรียงธาตุตามอะตอมมิกนัมเบอร์ในแต่ละคาบจากซ้ายไปขวาของตารางธาตุ มีความสัมพันธ์กับการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุซึ่งมีผลถึงสมบัติของธาตุด้วย ดังตารางที่ 2.9 และ 2.10

ตารางที่ 2.9 ความสัมพันธ์ของตารางธาตุกับการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอน



คาบที่ 1 เป็นการบรรจุอิเล็กตรอน 1s-ออร์บิตอลได้ 2 อิเล็กตรอน จึงมีธาตุได้ 2 ธาตุ ในคาบนี้ คือ H และ He

คาบที่ 2 เป็นการบรรจุอิเล็กตรอนใน 2s-ออร์บิตอล 1 ออร์บิตอล และ 2p-ออร์บิตอล อีก 3 ออร์บิตอล ซึ่งบรรจุอิเล็กตรอนได้ทั้งสิ้น 8 อิเล็กตรอน จึงมีธาตุในคาบที่ 2 ได้ 8 ธาตุ ตั้งแต่ Li ถึง Ne

คาบที่ 3 คงมีธาตุได้เพียง 8 ธาตุ เช่นเดียวกับคาบที่ 2 เริ่มจาก Na ถึง Ar ซึ่งเป็นการบรรจุอิเล็กตรอนใน 3s และ 3p-ออร์บิตอลจนเต็มหมด 8 อิเล็กตรอน

ตารางที่ 2.10 แสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุในตารางธาตุ

1 H $1s^1$								
3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$							
11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$							
19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $3d^14s^2$	22 Ti $3d^24s^2$	23 V $3d^34s^2$	24 Cr $3d^54s^1$	25 Mn $3d^54s^2$	26 Fe $3d^64s^2$	27 Co $3d^74s^2$
37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $4d^15s^2$	40 Zr $4d^25s^2$	41 Nb $4d^45s^1$	42 Mo $4d^55s^1$	43 Tc $4d^65s^1$	44 Ru $4d^75s^1$	45 Rh $4d^85s^1$
55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57 La* $5d^16s^2$	72 Hf $5d^26s^2$	73 Ta $5d^36s^2$	74 W $5d^46s^2$	75 Re $5d^56s^2$	76 Os $5d^66s^2$	77 Ir $5d^76s^2$
87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89 Ac† $6d^17s^2$						

* Lanthanides	58 Ce $4f^15d^16s^2$	59 Pr $4f^36s^2$	60 Nd $4f^46s^2$	61 Pm $4f^56s^2$	62 Sm $4f^66s^2$
† Actinides	90 Th $6d^27s^2$	91 Pa $5f^26d^17s^2$	92 U $5f^36d^17s^2$	93 Np $5f^46d^17s^2$	94 Pu $5f^67s^2$

								2 He $1s^2$
			5 B $2p^1$	6 C $2p^2$	7 N $2p^3$	8 O $2p^4$	9 F $2p^5$	10 Ne $2p^6$
			13 Al $3p^1$	14 Si $3p^2$	15 P $3p^3$	16 S $3p^4$	17 Cl $3p^5$	18 Ar $3p^6$
28 Ni $3d^84s^2$	29 Cu $3d^{10}4s^1$	30 Zn $3d^{10}4s^2$	31 Ga $4p^1$	32 Ge $4p^2$	33 As $4p^3$	34 Se $4p^4$	35 Br $4p^5$	36 Kr $4p^6$
46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $4d^{10}5s^1$	48 Cd $4d^{10}5s^2$	49 In $5p^1$	50 Sn $5p^2$	51 Sb $5p^3$	52 Te $5p^4$	53 I $5p^5$	54 Xe $5p^6$
78 Pt $5d^96s^1$	79 Au $5d^{10}6s^1$	80 Hg $5d^{10}6s^2$	81 Tl $6p^1$	82 Pb $6p^2$	83 Bi $6p^3$	84 Po $6p^4$	85 At $6p^5$	86 Rn $6p^6$

63 Eu $4f^76s^2$	64 Gd $4f^75d^16s^2$	65 Tb $4f^96s^2$	66 Dy $4f^{10}6s^2$	67 Ho $4f^{11}6s^2$	68 Er $4f^{12}6s^2$	69 Tm $4f^{13}6s^2$	70 Yb $4f^{14}6s^2$	71 Lu $4f^{14}5d^16s^2$
95 Am $5f^77s^2$	96 Cm $5f^76d^17s^2$	97 Bk $5f^97s^2$	98 Cf $5f^{10}7s^2$	99 Es $5f^{11}7s^2$	100 Fm $5f^{12}7s^2$	101 Md $5f^{13}7s^2$	102 No $5f^{14}7s^2$	103 Lr $5f^{14}6d^17s^2$

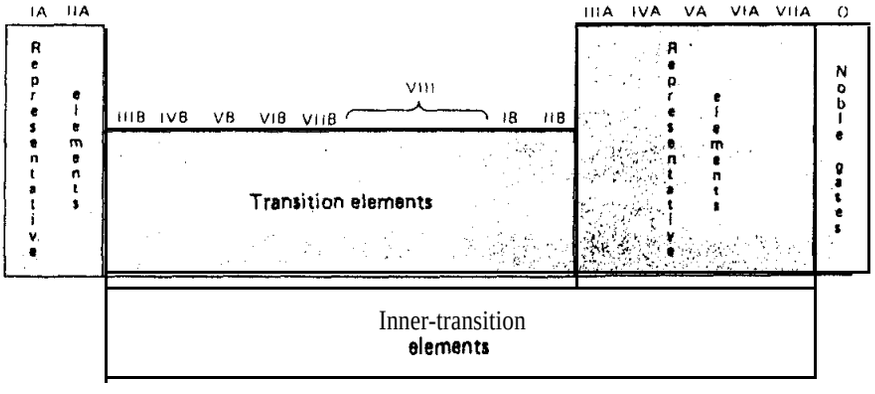
คาบที่ 4 เป็นการบรรจุอิเล็กตรอนใน 4s-ออร์บิตอล 1 ออร์บิตอล 3d-ออร์บิตอล 5 ออร์บิตอล และ 4p-ออร์บิตอล อีก 3 ออร์บิตอล ซึ่งบรรจุอิเล็กตรอนได้ทั้งสิ้น 18 อิเล็กตรอน จึงมีธาตุในคาบนี้ 18 ธาตุ เริ่มจาก K ถึง Kr

คาบที่ 5 จะมีการบรรจุอิเล็กตรอนได้ 18 อิเล็กตรอนใน 5s, 4d และ 5p-ออร์บิตอล ตามลำดับ และมีธาตุในคาบนี้ได้ 18 ธาตุ เช่นเดียวกับคาบที่ 4 จาก Rb ถึง Xe

คาบที่ 6 จะมีการบรรจุอิเล็กตรอนได้ทั้งหมด 32 อิเล็กตรอนใน 6s, 4f, 5d และ 6p-ออร์บิตอล ซึ่งอิเล็กตรอนที่บรรจุใน 4f-ออร์บิตอล ทั้ง 7-ออร์บิตอล จำนวน 14 อิเล็กตรอนจะบรรจุหลังจากบรรจุอิเล็กตรอนใน 6s-ออร์บิตอลจนเต็ม และ 5d-ออร์บิตอล อีก 1 อิเล็กตรอน ดังนั้นในคาบที่ 6 จึงมีธาตุได้ทั้งหมด 32 ธาตุ เริ่มจาก Cs ถึง Rn

คาบที่ 7 เป็นคาบที่ยังไม่สมบูรณ์ จะมีการบรรจุอิเล็กตรอนใน 7s, 5f และ 6d-ออร์บิตอลบางส่วน

4. ถ้าจำแนกธาตุในตารางธาตุออกตามการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอน จะแบ่งธาตุออกได้เป็น 4 ประเภท คือ ธาตุเรพรีเซนเตตีฟ (representative elements) แก๊สมีตระกูลหรือแก๊สเฉื่อย (noble gases, inert gases) ธาตุทรานสิชัน (transition elements) และธาตุทรานสิชันชั้นใน (inner transition elements) ดังตารางที่ 2.11



ตารางที่ 2.11 ตำแหน่งของธาตุประเภทต่าง ๆ

การจำแนกธาตุในตารางธาตุอาจแบ่งออกได้เป็น 2 พวกใหญ่ ๆ คือ ธาตุเรพรีเซนเตตีฟกับธาตุทรานสิชันก็ได้ สำหรับธาตุเรพรีเซนเตตีฟ ได้แก่ ธาตุในหมู่ A ทั้งหมดที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนจากหนึ่งถึงแปดโดยมีการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอน (electronic configuration) เป็น ns^1 และ ns^2 สำหรับธาตุหมู่ IA และ IIA และ ns^2np^1 ถึง ns^2np^6 สำหรับธาตุหมู่ IIIA ถึงหมู่ VIIIA หรือหมู่ O ตามลำดับ ดังนี้

หมู่ IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA หรือ O
ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6

เมื่อ n คือ เลขควันตัมหลัก (Principal quantum number) ของเชลสุดท้าย

ธาตุที่มีการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนเป็น ns^2np^6 จะเสถียรและเฉื่อยต่อปฏิกิริยาเคมี ได้แก่ แก๊สมีตระกูล (ยกเว้น He ซึ่งมีการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนเป็น $1s^2$) เรียกได้ว่ามีการจัดอิเล็กตรอนครบออกเตต (octet)

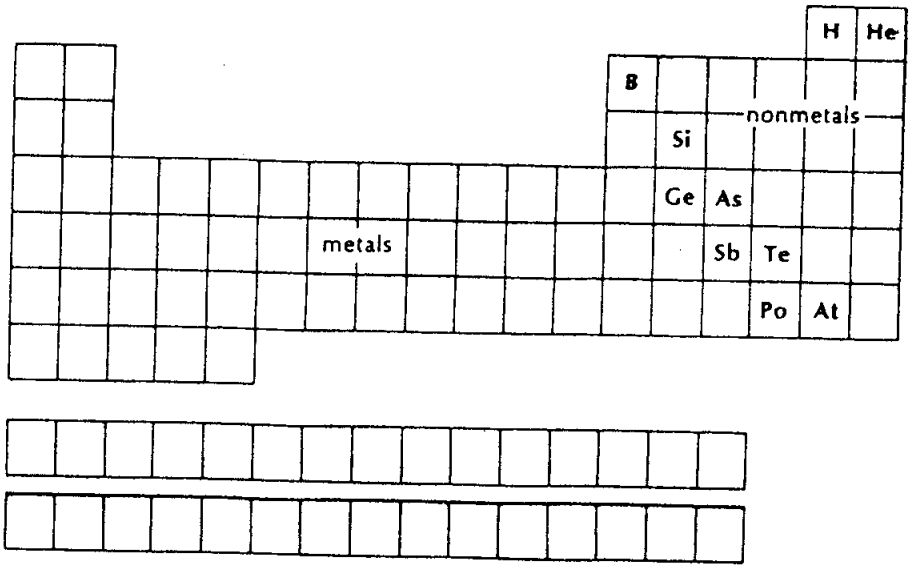
ส่วนธาตุทรานสิชันได้แก่ธาตุหมู่ B ในตารางธาตุซึ่งเป็นการเติมอิเล็กตรอนลงใน d-subshell ของ (n-1) shell ซึ่งสามารถบรรจุอิเล็กตรอนได้ทั้งหมด 10 อิเล็กตรอน ดังนั้นธาตุทรานสิชันจึงมีธาตุได้ คาบละ 10 ธาตุ ส่วนหมู่ธาตุแลนทาไนด์ และหมู่ธาตุแอกติไนด์ซึ่งจัดเป็นธาตุทรานสิชันด้วยนั้น เป็นการเติมอิเล็กตรอนลงใน f-subshell ของ (n-2) shell f-subshell มีอิเล็กตรอนได้สูงสุด 14 อิเล็กตรอน ดังนั้นในหมู่ธาตุแลนทาไนด์ จึงมีธาตุได้ 14 ธาตุ และหมู่ธาตุแอกติไนด์ก็มีได้ 14 ธาตุเช่นกัน

5. ถ้าพิจารณาดูจากธาตุต่าง ๆ ซึ่งถูกบรรจุในตารางธาตุจะเห็นได้ว่า ธาตุที่อยู่ในหมู่เดียวกันจะมีสมบัติคล้ายคลึงกัน ส่วนธาตุที่อยู่ในคาบเดียวกันนั้น สมบัติของธาตุจะค่อย ๆ เปลี่ยนไปทีละน้อย จากธาตุที่แสดงการเป็นโลหะที่ว่องไวมาก (ธาตุที่อยู่ทางซ้ายมือในตารางธาตุ) แล้วจะค่อย ๆ เปลี่ยนเป็นอโลหะโดยเฉพาะธาตุทางท้าย ๆ คาบ

ธาตุทั้ง 105 ธาตุ ส่วนใหญ่เป็นโลหะ ได้แก่ธาตุหมู่ IA, IIA หมู่ B ทั้งหมด ซึ่งเป็นธาตุทรานสิชัน กับธาตุหนัก ๆ ในหมู่ IIIA ถึง VA รวมทั้งหมู่ธาตุแลนทาไนด์ และหมู่ธาตุแอกติไนด์ (ถือว่าเป็นโลหะเพราะไม่มีธาตุใดจะมีอิเล็กตรอนในเชลนอกสุด เกิน 2 อิเล็กตรอน) สำหรับหมู่ VIA และ VIIA เป็นอโลหะ

นอกจากนี้ในตารางธาตุยังพบว่ามีธาตุที่มีสมบัติระหว่างโลหะ อโลหะอีก ซึ่งเรียกธาตุพวกนี้ว่า กึ่งโลหะ (Metalloid) ได้แก่ธาตุ โบรอน (B), ซิลิคอน (Si), เจอร์เมเนียม (Ge), สารหนู (Arsenic, As), พลวง (Antimony, Sb), เทลลูเรียม (Te), พอโลเนียม (Po) และ แอสทาทีน (At)

ตารางที่ 2.12 โลหะ กึ่งโลหะและอโลหะ



2.3 แนวโน้มของสมบัติของอะตอม

สมบัติที่เป็นคุณลักษณะเฉพาะของอะตอมจำนวนมาก สัมพันธ์กับตำแหน่งที่อยู่ในตารางธาตุ ในตอนนี้เราจะพิจารณาถึงการแปรเปลี่ยนของสมบัติ 3 อย่าง คือ ขนาดของอะตอม พลังงานไอออไนเซชัน และอิเล็กตรอนแอฟฟินิตี

2.3.1 ขนาดของอะตอม

ขนาดของอะตอมมีส่วนเกี่ยวข้องกับปฏิกิริยาเคมีด้วยเป็นอย่างมาก ในการที่จะคิดว่าอะตอมมีขนาดใหญ่หรือเล็กเท่าใดนั้น คิดจากรัศมีระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนวงนอกสุดของอะตอม โดยปกติขนาดของอะตอมมีหน่วยเป็น Angstrom (Å) $1 Å = 10^{-8} cm$ หรือ

nanometer (nm) ซึ่งคล้ายคลึงกับ Angstrom มาก จึงมักนิยมใช้แทนกัน คือ 10Å = 1 nm อะตอมที่มีขนาดใหญ่แรงดึงดูดระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนวงนอกสุดมีน้อยมาก โอกาสที่อิเล็กตรอนจะหลุดจากอะตอมก็มีมาก เช่น Cs จัดว่าเป็นธาตุที่มีขนาดใหญ่ธาตุหนึ่ง มีรัศมีเท่ากับ 2.35 Å หรือ 0.235 nm ในการเกิดปฏิกิริยาก็จะเกิดแบบให้อิเล็กตรอนกับธาตุต่าง ๆ ส่วนอะตอมที่มีขนาดเล็ก อิเล็กตรอนจะหลุดจากอะตอมยาก เช่น F ซึ่งจัดว่าเป็นธาตุที่เล็กที่สุดธาตุหนึ่งมีรัศมีเท่ากับ 0.72 Å หรือ 0.072 nm เมื่อเกิดปฏิกิริยาก็จะรับอิเล็กตรอนจากธาตุต่าง ๆ เป็นส่วนใหญ่ ขนาดของอะตอมของธาตุต่าง ๆ มีรายละเอียดแสดงในตารางที่ 2.13 ซึ่งแสดงถึงค่ารัศมีของอะตอมของธาตุมีหน่วยเป็น Angstrom ดังตัวเลขข้างบนของ

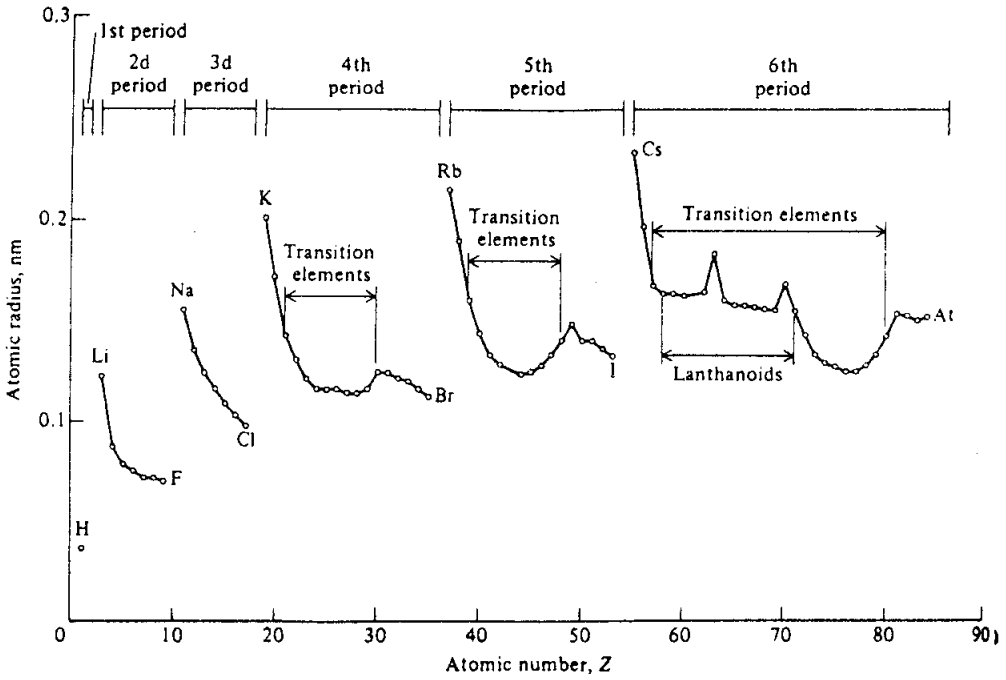
ตารางที่ 2.13 ตารางธาตุกับขนาดของอะตอม

PERIODIC TABLE OF ATOMIC RADII

																	VIII
																	He 2
I	II											III	IV	V	VI	VII	
1.23 Li 3	0.89 Be 4											0.82 B 5	0.77 C 6	0.75 N 7	0.73 O 8	0.72 F 9	Ne 10
1.54 Na 11	1.36 Mg 12											1.18 Al 13	1.11 Si 14	1.06 P 15	1.02 S 16	0.99 Cl 17	Ar 18
2.03 K 19	1.74 Ca 20	1.44 Sc 21	1.32 Ti 22	1.22 V 23	1.18 Cr 24	1.17 Mn 25	1.17 Fe 26	1.16 Co 27	1.15 Ni 28	1.17 Cu 29	1.25 Zn 30	1.26 Ga 31	1.22 Ge 32	1.20 As 33	1.17 Se 34	1.14 Br 35	1.12 Kr 36
2.16 Rb 37	1.91 Sr 38	1.62 Y 39	1.45 Zr 40	1.34 Nb 41	1.30 Mo 42	1.27 Tc 43	1.25 Ru 44	1.25 Rh 45	1.28 Pd 46	1.34 Ag 47	1.48 Cd 48	1.44 In 49	1.40 Sn 50	1.40 Sb 51	1.36 Te 52	1.33 I 53	1.31 Xe 54
2.35 Cs 55	1.98 Ba 56	1.56 Lu 71	1.44 Hf 72	1.34 Ta 73	1.30 W 74	1.28 Re 75	1.26 Os 76	1.27 Ir 77	1.30 Pt 78	1.34 Au 79	1.49 Hg 80	1.48 Tl 81	1.47 Pb 82	1.46 Bi 83	1.46 Po 84	1.45 At 85	Rn 86
Fr 87	2.20 Ra 88	Lr 103	104	105	106	107											

1.69 La 57	1.65 Ce 58	1.64 Pr 59	1.64 Nd 60	1.63 Pm 61	1.62 Sm 62	1.85 Eu 63	1.62 Gd 64	1.61 Tb 65	1.60 Dy 66	1.58 Ho 67	1.58 Er 68	1.58 Tm 69	1.70 Yb 70
2.0 Ac 89	1.65 Th 90	Pa 91	1.42 U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102

สัญลักษณ์ ส่วนตัวเลขข้างล่างของสัญลักษณ์แสดงถึงอะตอมมิกนัมเบอร์ และเมื่อนำเอาค่าขนาดของอะตอมมาลงจุด (plot) กับอะตอมมิกนัมเบอร์ก็จะได้ผลดังรูปที่ 2.1



รูปที่ 2.1 กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างขนาดของอะตอมกับอะตอมมิกนัมเบอร์

ถ้าพิจารณาธาตุตามแนวนอนหรือแนวระดับจะพบว่ารัศมีอะตอมทางซ้ายจะมีค่ามากและจะค่อย ๆ ลดลงไปทางขวาของตารางธาตุ ดังตารางที่ 2.14 แสดงถึงการเปลี่ยนแปลงรัศมีของอะตอมของธาตุในคาบที่ 2 ของตารางธาตุ ซึ่งสัมพันธ์กับการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนของมัน

ตารางที่ 2.14 รัศมีของอะตอมของธาตุในคาบที่ 2 ของตารางธาตุ

อะตอม	ประจุในนิวเคลียส	การจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอน	รัศมี, nm
Li	3+	[He] $2s^1$	0.123
Be	4+	[He] $2s^2$	0.089
B	5+	[He] $2s^2\ 2p^1$	0.082
C	6+	[He] $2s^2\ 2p^2$	0.077
N	7+	[He] $2s^2\ 2p^3$	0.075
O	8+	[He] $2s^2\ 2p^4$	0.073
F	9+	[He] $2s^2\ 2p^5$	0.072

ถ้าพิจารณาธาตุตามแนวดิ่งของแต่ละหมู่จะเห็นว่าขนาดของอะตอมจะเพิ่มขึ้นตามลำดับ (เช่นธาตุในหมู่ IA Li, Na, K, Rb, Cs) ทั้งนี้เพราะธาตุที่อยู่ล่าง ๆ มีระดับพลังงาน (Energy level) หลายระดับ เช่น Rb มีเชล K, L, M, N, O และ Cs มีเชล K, L, M, N, O และ P ดังตารางที่ 2.15

ตารางที่ 2.15 รัศมีของอะตอมของธาตุหมู่ IA

อะตอม	ประจุในนิวเคลียส	การจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอน	รัศมี, nm
Li	3+	[He] $2s^1$	0.123
Na	11+	[Ne] $3s^1$	0.154
K	19+	[Ar] $4s^1$	0.203
Rb	37+	[Kr] $5s^1$	0.216
Cs	55+	[Xe] $6s^1$	0.235

สำหรับการเปลี่ยนแปลงรัศมีของอะตอมของธาตุทรานสิชัน ซึ่งจัดไว้ในหมู่ B ทั้งหมดของตารางธาตุ เริ่มตั้งแต่ธาตุในคาบที่ 4 และที่ 5 จำนวนอิเล็กตรอนจะเพิ่มตามประจุในนิวเคลียสที่เพิ่มขึ้น ส่วนขนาดของอะตอมไม่เปลี่ยนแปลงมาก เพราะอิเล็กตรอนที่เพิ่มขึ้นจะเพิ่มเข้าไปในเชลชั้นใน

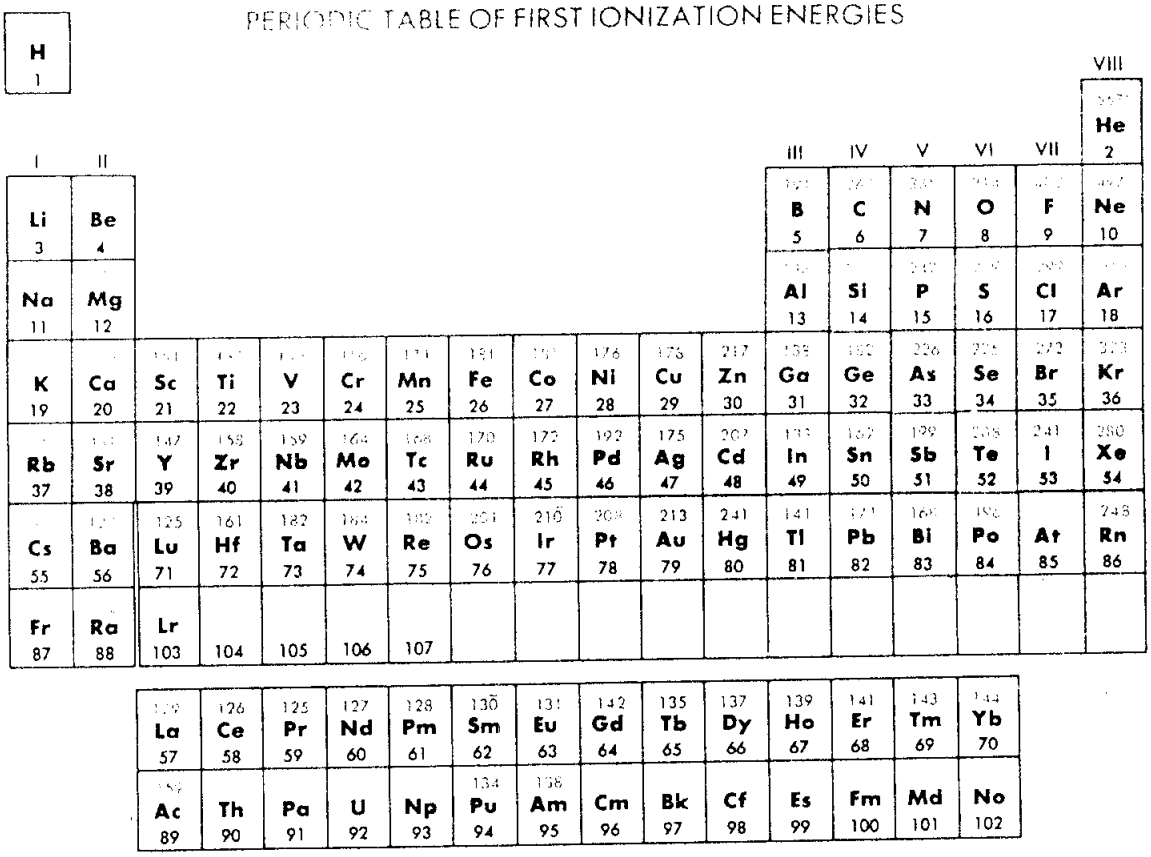
2.3.2 พลังงานอิออไนเซชัน (Ionization energy)

พลังงานอิออไนเซชัน คือ พลังงานที่ใช้ดึงอิเล็กตรอนจากอะตอมที่เป็นกลางจนกลายเป็นอิออนบวก โดยที่อะตอมนั้นอยู่ในสถานะเป็นแก๊สเมื่อสภาวะปกติ พลังงานอิออไนเซชันโดยปกติมีหน่วยเป็นอิเล็กตรอนโวลท์ต่ออะตอม หรือกิโลแคลอรีต่อโมล หรือกิโลจูลต่อโมล ซึ่งแต่ละหน่วยสามารถคำนวณกลับเข้าหากันได้ โดยใช้ Conversion factors ที่มีกำหนดไว้ในภาคผนวกดังนี้

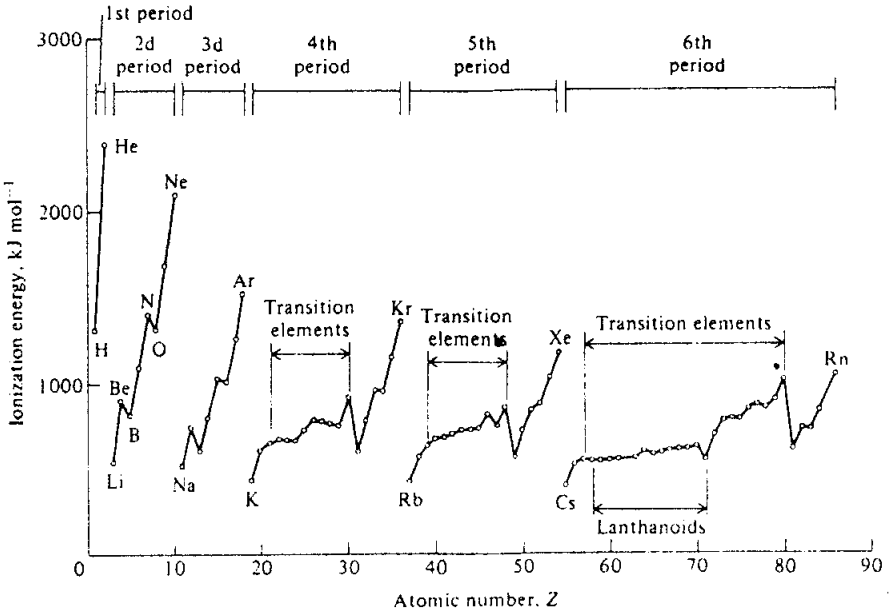
$$M(g) + \text{ionization energy} \longrightarrow M^{+}(g) + e^{-}$$

พลังงานอิออไนเซชันของธาตุต่าง ๆ มีรายละเอียดดังในตารางที่ 2.16 ซึ่งเป็นตารางธาตุที่แสดงค่าพลังงานอิออไนเซชันลำดับที่หนึ่งของธาตุต่าง ๆ มีหน่วยเป็นกิโลแคลอรีต่อโมล และกราฟระหว่างค่าพลังงานอิออไนเซชันลำดับที่หนึ่งกับอะตอมมิกนัมเบอร์ดังรูปที่ 2.2

ตารางที่ 2.16 ตารางธาตุกับค่าพลังงานอิออไนเซชันลำดับที่หนึ่ง



รูปที่ 2.2 กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างค่าพลังงานอิออไนเซชันลำดับที่หนึ่ง กับอะตอมมิกนัมเบอร์



จากรูปที่ 2.2 ซึ่งแสดงถึงการเปลี่ยนแปลงพลังงานอิออไนเซชัน ในหกคาบแรก โดยทั่วไปพลังงานอิออไนเซชันเริ่มต้นจากมีค่าต่ำที่จุดเริ่มต้นของแต่ละคาบ แล้วเพิ่มขึ้นตามแนวของแต่ละคาบ อย่างไรก็ตามแนวโน้มนี้ก็มีความไม่ปกติอยู่ด้วย แม้ในคาบที่ 2 และคาบที่ 3 ซึ่งยังไม่มีหมู่ธาตุทรานสิชันก็ตาม จะดูได้จากค่าของพลังงานอิออไนเซชันสำหรับคาบที่ 2 ที่แสดงในตารางที่ 2.17 ดังนี้

ตารางที่ 2.17 พลังงานอิออไนเซชันลำดับที่หนึ่งของธาตุในคาบที่ 2

อะตอม	ประจุในนิวเคลียส	การจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอน	พลังงานอิออไนเซชัน ($kJ\ mol^{-1}$)
Li	3+	$1s^2\ 2s^1$	520
Be	4+	$1s^2\ 2s^2$	899
B	5+	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1$	801
C	6+	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1$	1,086
N	7+	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$	1,402
O	8+	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^1\ 2p_z^1$	1,314
F	9+	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^2\ 2p_z^1$	1,681
Ne	10+	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^2\ 2p_z^2$	2,081

ถ้าพิจารณาจากตารางที่ 2.17 และกราฟในรูปที่ 2.2 ประกอบกันแล้ว จะพบว่าพลังงานอิออไนเซชันของโบรอน (Z = 5) มีค่าต่ำกว่าเบริลเลียม (Z = 4) และในทำนองเดียวกัน ออกซิเจน (Z = 8) ก็มีค่าพลังงานอิออไนเซชันต่ำกว่าไนโตรเจน (Z = 7) ทั้ง ๆ ที่ควรจะมีค่าพลังงานอิออไนเซชันสูงกว่า ความไม่ปกติเหล่านี้อาจอธิบายได้ว่า เบริลเลียมมีการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนเป็นแบบ เซลย่อยมีอิเล็กตรอนเต็มพอดี คือ $1s^2\ 2s^2$ ส่วนโบรอนไม่เป็นแบบเซลย่อยมีอิเล็กตรอนเต็มพอดี คือ $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ การดึงอิเล็กตรอนออกจากเบริลเลียม

จึงยากกว่าโบรอน ฉะนั้น พลังงานอิออไนเซชันของเบริลเลียมจึงสูงกว่าของโบรอน และในทำนองเดียวกันไนโตรเจนมีการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนเป็นแบบเซลย่อยเต็มครึ่งพอดี คือ $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$ ส่วนออกซิเจนคือ $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^1\ 2p_z^1$ ฉะนั้นค่าของพลังงานอิออไนเซชันของไนโตรเจนจึงสูงกว่าของออกซิเจน ความไม่ปกติเช่นนี้สามารถพบได้ในคาบที่ 3, 4, 5 และ 6 เช่นกัน

ถ้าพิจารณาค่าของพลังงานอิออไนเซชันของธาตุแต่ละหมู่จะพบว่าธาตุตอนบนมีค่าสูงและค่อย ๆ ลดลงตามลำดับ ดังจะเห็นได้จากธาตุหมู่ IA โลหะอัลคาไลในตารางที่ 2.18

ตารางที่ 2.18 พลังงานอิออไนเซชันลำดับที่หนึ่งของธาตุหมู่ IA

อะตอม	ประจุในนิวเคลียส	การจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอน	พลังงานอิออไนเซชัน ($kJ\ mol^{-1}$)
Li	3+	$[He]\ 2s^1$	520
Na	11+	$[Ne]\ 3s^1$	496
K	19+	$[Ar]\ 4s^1$	419
Rb	37+	$[Kr]\ 5s^1$	403
Cs	55+	$[Xe]\ 6s^1$	376

การที่ธาตุในหมู่เดียวกันมีค่าพลังงานอิออไนเซชันลดลงนี้เป็นเพราะธาตุตอนบนมีขนาดของอะตอมเล็กกว่าตอนล่าง โอกาสที่อิเล็กตรอนจะหลุดออกจึงยากกว่า สำหรับซีเซียมมีขนาดของอะตอมใหญ่เมื่อเทียบกับธาตุตอนบน ๆ และมีอิเล็กตรอนหลายเชลถึงจะมีประจุในนิวเคลียสมากกว่าก็จริง แต่การที่มีอิเล็กตรอนหลายเชล จะคอยบดบังอำนาจของประจุในนิวเคลียส หรือพูดอีกอย่างหนึ่งว่ามี screening effect

ธาตุที่มีค่าพลังงานอิออไนเซชันต่ำจะให้อิเล็กตรอนหลุดออกได้ง่าย จัดว่าเป็นพวก Electropositive ได้แก่ธาตุในหมู่ IA ส่วนธาตุพวกเฮโลเจน หรือ VIIA จะรับอิเล็กตรอนได้ดี

จึงจัดเป็นพวก Electronegative และจะมีค่าพลังงานอิออไนเซชันสูง ยิ่งพวกแก๊สมีตระกูลหรือแก๊สเฉื่อยยกเว้นฮีเลียมยิ่งมีค่าพลังงานอิออไนเซชันสูงที่สุด ทั้งนี้เพราะมีอิเล็กตรอนวงนอกสุดครบแปด ซึ่งเป็นการยากที่จะให้อิเล็กตรอนหลุดออกมา ดังนั้น นีออน อาร์กอน คริปทอน ซีนอน และเรดอน จึงมีค่าพลังงานอิออไนเซชันสูงที่สุด (ฮีเลียมมีเพียงเชล K ซึ่งสามารถมีอิเล็กตรอนได้เพียง 2 อิเล็กตรอนในชั้นนอกสุด และมีความเสถียรเช่นเดียวกัน)

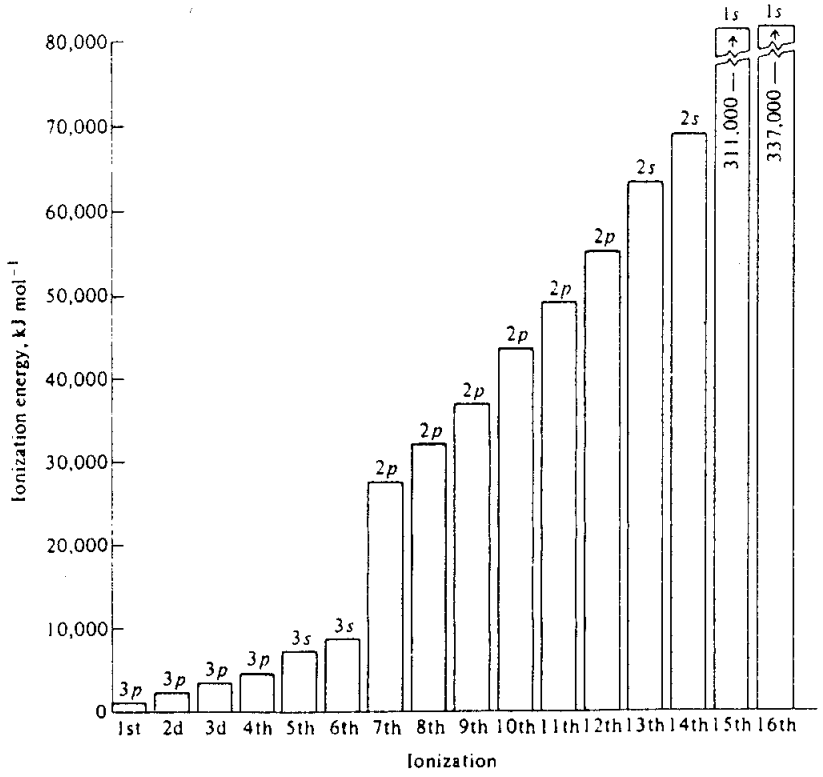
เนื่องจากธาตุต่าง ๆ มีจำนวนอิเล็กตรอนมากกว่าหนึ่ง ฉะนั้นค่าของพลังงานอิออไนเซชันจึงมีได้หลายค่า เช่น

$$M(g) \longrightarrow M^{+}(g) + e^{-} \quad \text{.....(1)}$$

$$M^{+}(g) \longrightarrow M^{2+}(g) + e^{-} \quad \text{.....(2)}$$

พลังงานที่ต้องการใช้ดึงอิเล็กตรอนตัวที่สอง (ในสมการที่ 2) ออกไปนั้น เรียกว่าพลังงานอิออไนเซชันลำดับที่สอง สำหรับพลังงานอิออไนเซชันลำดับที่สาม ลำดับที่สี่ และต่อ ๆ ไปก็คือพลังงานที่ต้องการใช้ดึงอิเล็กตรอนตัวที่สาม ตัวที่สี่ และตัวต่อ ๆ ไปออกไปตามลำดับ เช่น ในรูปที่ 2.3 แสดงถึงค่าพลังงานอิออไนเซชันลำดับที่หนึ่ง จนถึงพลังงานอิออไนเซชันลำดับที่สิบหกของกำมะถัน ($_{16}S$ = 2,8,6) ซึ่งค่าพลังงานอิออไนเซชันเพิ่มขึ้นตามลำดับ และจะเพิ่มขึ้นอย่างมากมายที่พลังงานอิออไนเซชันลำดับที่เจ็ด และที่พลังงานอิออไนเซชันลำดับที่สิบห้า ที่เป็นเช่นนี้เพราะอิเล็กตรอนตัวที่เจ็ดที่จะถูกดึงออกไปมาจากอิเล็กตรอนในเชล L ซึ่งมีอิเล็กตรอนครบแปดพอดี และเป็นเชลที่อยู่ใกล้นิวเคลียสมากกว่าเชล M ของอิเล็กตรอนที่ถูกดึงออกไปแล้วตัวที่หนึ่งถึงตัวที่หก และอิเล็กตรอนตัวที่สิบห้าที่จะถูกดึงออกไป มาจากเชล K ซึ่งเป็นเชลที่อยู่ใกล้นิวเคลียสที่สุด การดึงอิเล็กตรอนออกจากเชลชั้นนอกที่มีการจัดเรียงตัวแบบแก๊สมีตระกูล (สองอิเล็กตรอนในกรณีของเชล K และแปดอิเล็กตรอนสำหรับเชลอื่น ๆ) ต้องการพลังงานจำนวนมากเป็นพิเศษ

รูปที่ 2.3 พลังงานอิออไนเซชันของกำมะถัน



2.3.3 อิเล็กตรอนแอฟฟินิตี (electron affinity)

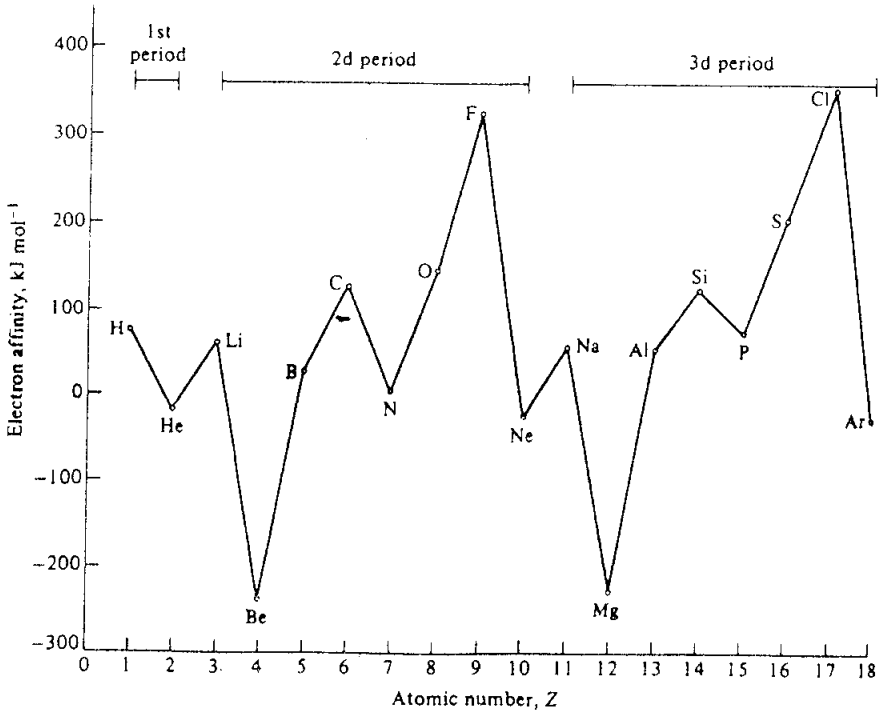
อิเล็กตรอนแอฟฟินิตี คือ พลังงานที่อะตอมเป็นกลางคายออกมา หลังจากรับหนึ่งอิเล็กตรอนในขณะที่อะตอมอยู่ในสถานะเป็นแก๊สเมื่อสภาวะปกติ เช่น

$$X(g) + e^- \longrightarrow X^-(g) + \text{electron affinity}$$

อิเล็กตรอนแอฟฟินิตีวัดได้ยากและค่าที่ถูกต้องสำหรับทุกธาตุยังไม่ทราบแน่นอน ค่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีของธาตุสามคาบแรกเมื่อนำมา plot กับอะตอมมิกนัมเบอร์ ดังแสดงไว้ในรูปที่ 2.4 อิเล็กตรอนแอฟฟินิตีบางธาตุมีค่าเป็นลบ ซึ่งในกรณีนี้พลังงานถูกดูดกลืนเข้าไปเมื่อเพิ่มอิเล็กตรอนหนึ่งอิเล็กตรอนเข้าไป อิเล็กตรอนแอฟฟินิตีมีหน่วยเช่นเดียวกับพลังงานอิออไนเซชัน คือ เป็นอิเล็กตรอนโวลท์ต่ออะตอมหรือกิโลแคลอรี่ต่อโมลหรือกิโลจูลต่อโมล

ในรูปที่ 2.4 จะเห็นได้อย่างชัดเจนว่าค่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีของธาตุตามแนวนอนมีแนวโน้มเพิ่มขึ้นตามประจุในนิวเคลียสที่เพิ่มขึ้น โลหะอัลคาไลแต่ละตัว (Li และ Na) มีค่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีเป็นบวกเล็กน้อย ธาตุถัดต่อไปได้แก่โลหะอัลคาไลน์เออร์ท (Be และ Mg) มีค่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีเป็นลบมาก เพราะอะตอมของธาตุเหล่านี้ต้องรับอิเล็กตรอนที่เพิ่มเข้าไปในเชลย่อย 2p และ 3p ตามลำดับ ต่อจากนั้นค่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีของธาตุถัดไปจะเพิ่มขึ้นตามแนวคาบจนกระทั่งถึงธาตุหมู่ VA (N และ P) ค่าจึงลดลงทันทีทันใด การลดลงของอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีทันทีทันใดนั้น เป็นเพราะว่าอิเล็กตรอนที่เพิ่มต้องเพิ่มเข้าไปในเชลย่อยที่มีการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอน ใน 2p เป็น half filled (ในกรณีของ N) หรือ 3p (ในกรณีของ P) การผลักกันระหว่างอิเล็กตรอน 2 ตัวในออร์บิตอลเดียวกันทำให้อิเล็กตรอนแอฟฟินิตีมีค่าต่ำลง จากนั้นไปประจุในนิวเคลียสเพิ่มขึ้น ค่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีก็เพิ่มขึ้นด้วย จนกระทั่งถึงค่าสูงสุดในแต่ละคาบที่หมู่ธาตุเฮโลเจน (หมู่ VII A) การเพิ่มอิเล็กตรอนให้กับอะตอมของธาตุเฮโลเจนทำให้อะตอมของธาตุเหล่านี้มีอิเล็กตรอนครบแปดในเชลนอกสุดและในที่สุดอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีของพวกแก๊สมีตระกูลก็ลดต่ำลง ซึ่งแสดงให้เห็นถึงแนวโน้มเล็กน้อยที่จะเริ่มต้นเชลใหม่

รูปที่ 2.4 อิเล็กตรอนแอฟฟินิตีของธาตุสามคาบแรกในตารางธาตุ



ธาตุในหมู่เดียวกันอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีโดยทั่วไปมีแนวโน้มลดลง ทั้งนี้เพราะเชลนอกสุดอยู่ไกลจากนิวเคลียสออกไป และเชลชั้นในก็ทำหน้าที่กำบังประจุในนิวเคลียสมากขึ้น สำหรับหมู่ธาตุเฮโลเจนมีค่าอิเล็กตรอนแอฟฟนิตี แสดงไว้ในตารางที่ 2.19 ดังนี้

ตารางที่ 2.19 อิเล็กตรอนแอฟฟินิตีของธาตุเฮโลเจน (หมู่ VII A)

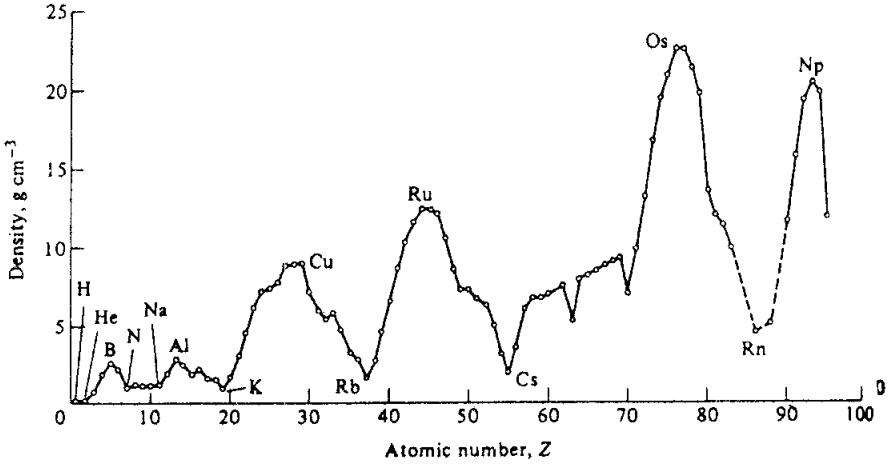
อะตอม	ประจุในนิวเคลียส	การจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอน	อิเล็กตรอนแอฟฟินิตี, kJ mol⁻¹
F	9+	[He] $2s^2\ 2p^5$	333
Cl	17+	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	348
Br	35+	[Ar] $4s^2\ 4p^5$	324
I	53+	[Kr] $5s^2\ 5p^5$	296

ธาตุเหล่านี้แต่ละธาตุมีค่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีสูง เพราะการเพิ่มอิเล็กตรอนทำให้เชลนอกสุดมีอิเล็กตรอนครบแปด และมีการจัดเรียงตัวแบบแก๊สมีตระกูล สำหรับค่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีของฟลูออรีนมีค่าน้อยกว่าของคลอรีนเล็กน้อย

อย่างไรก็ตามอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีของธาตุต่าง ๆ ในตารางธาตุทั้งตามแนวคาบและหมู่อาจจะอธิบายได้จากขนาดของอะตอมและการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนของอะตอมของธาตุเหล่านั้น เช่น ธาตุในคาบเดียวกันจากซ้ายไปขวาโดยทั่วไปอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีจะมีค่าเพิ่มขึ้นเนื่องจากขนาดของอะตอมเล็กลงตามลำดับ ทำนองเดียวกันถ้าพิจารณาธาตุในหมู่เดียวกัน อิเล็กตรอนแอฟฟินิตีก็จะลดต่ำลงตามลำดับ เพราะขนาดของอะตอมเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง

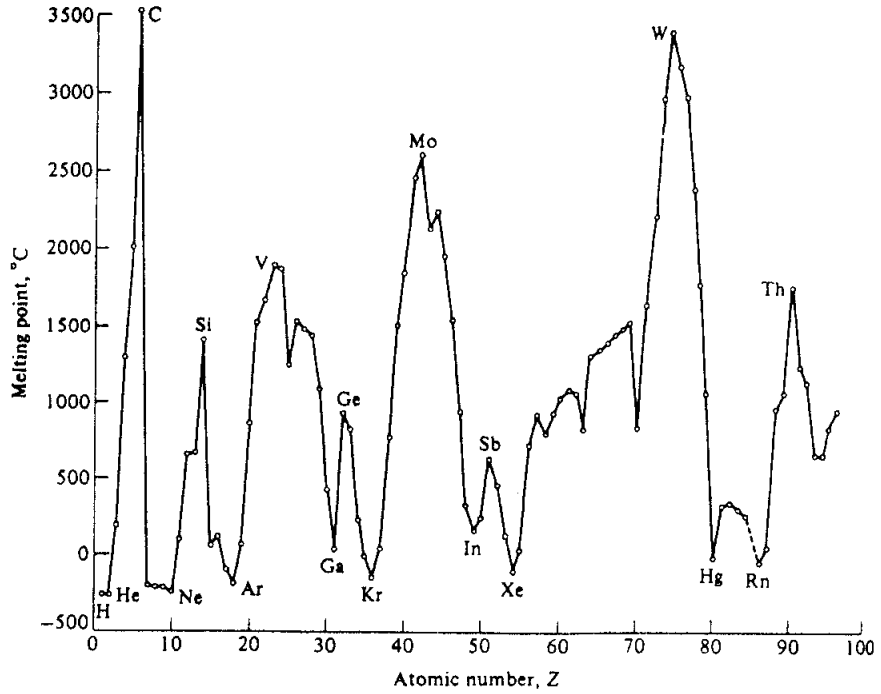
2.4 แนวโน้มของสมบัติทางกายภาพ

สมบัติทางกายภาพของธาตุมีส่วนสัมพันธ์กับกฎพีริออดิก สมบัติดังกล่าวได้แก่ จุดหลอมเหลว จุดเดือด การนำความร้อน การนำไฟฟ้า ความแข็ง และความหนาแน่น ซึ่งแสดงถึงการแปรเปลี่ยนของพีริออดิกกับอะตอมมิกนัมเบอร์ การแปรเปลี่ยนเหล่านี้บ่อยครั้งพบว่ามีความผิดปกติไปมาก เพราะความสัมพันธ์ระหว่างสมบัติของธาตุกับการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนบ่อยครั้งพบว่าไม่เป็นไปตามกฎเกณฑ์



รูปที่ 2.5 ความสัมพันธ์ระหว่างความหนาแน่นของธาตุที่ 25°C กับอะตอมมิกนัมเบอร์ (สำหรับธาตุที่เป็นแก๊สจะใช้ความหนาแน่นของของเหลวที่จุดเดือดแทน)

จากรูปข้างบนจะเห็นว่าธาตุในหมู่ IA มีความหนาแน่นต่ำที่สุด ธาตุทรานสิชันมีความหนาแน่นสูงที่สุด เมื่อเทียบกันในแต่ละคาบ สำหรับธาตุทางขวาของตารางธาตุมีความหนาแน่นค่อนข้างต่ำ แต่ในธาตุหนักก็มีแนวโน้มมีความหนาแน่นสูงขึ้นเช่นกัน และธาตุในคาบหลัง ๆ มีแนวโน้มที่จะมีความหนาแน่นสูงขึ้น



รูปที่ 2.6 ความสัมพันธ์ระหว่างจุดหลอมเหลวของธาตุกับอะตอมมิกนัมเบอร์

ในรูปที่ 2.6 จะเห็นว่าธาตุทางซ้าย (ตั้งแต่ธาตุหมู่ IA) จะค่อย ๆ มีจุดหลอมเหลวเพิ่มขึ้น (จนถึงหมู่ IVA) ส่วนธาตุทางขวา (ตั้งแต่หมู่ VA) จุดหลอมเหลวจะค่อย ๆ ลดลง และธาตุหมู่ O มีจุดหลอมเหลวต่ำที่สุด สำหรับธาตุทรานสิชันมีจุดหลอมเหลวสูง

2.5 แนวโน้มของสมบัติทางเคมี

การศึกษาค้นคว้าเกี่ยวกับตารางธาตุของ Meyer และ Mendeleev นับว่าเป็นพื้นฐานที่นำไปสู่การศึกษาค้นคว้าเพิ่มเติมอย่างกว้างขวางเกี่ยวกับตารางธาตุ และสมบัติทางเคมีของธาตุต่าง ๆ ในที่นี้จะกล่าวถึงแนวโน้มของสมบัติทางเคมีบางประการเท่านั้น ดังนี้

2.5.1 ปริมาณสัมพันธ์ (Stoichiometry)

อัตราส่วนการรวมตัวของอะตอมในสารประกอบแสดงให้เห็นถึงสมบัติทางเคมีของธาตุต่าง ๆ ในตารางธาตุ ดังตารางที่ 2.20 แสดงถึงสูตรของสารประกอบของธาตุเรพรีเซนเตตีฟกับคลอรีน

ตารางที่ 2.20 อัตราส่วนการรวมตัวของอะตอมในสารประกอบคลอรีน

คาบ	หมู่ IA	หมู่ IIA	หมู่ IIIA	หมู่ IVA	หมู่ VA	หมู่ VIA	หมู่ VIIA
2	LiCl	$BeCl_2$	BCl_3	CCl_4	NCl_3	OCl_2	FCl
3	NaCl	$MgCl_2$	$AlCl_3$	$SiCl_4$	PCl_3	SCl_2	(ClCl)
4	KCl	$CaCl_2$	$GaCl_3$	$GeCl_4$	$AsCl_3$	$SeCl_2$	BrCl

อัตราส่วนการรวมตัวของอะตอมเห็นได้ชัดว่าเพิ่มขึ้นจาก 1 : 1 ในสารประกอบหมู่ IA จนถึง 1 : 4 ในสารประกอบหมู่ IVA แล้วลดกลับลงจนถึง 1 : 1 อีก ในสารประกอบหมู่ VIIA (แก๊สคลอรีน, Cl_2 รวมเข้าไว้ในตารางด้วยถึงแม้ว่าคลอรีนจะไม่เกิดสารประกอบก็ตาม) ในทำนองเดียวกันปริมาณสัมพันธ์ยังสามารถแสดงให้เห็นถึงอัตราส่วนการรวมตัวของอะตอมโดยสารประกอบอื่นได้อีก เช่น สารประกอบออกซิเจน และสารประกอบไฮโดรเจน เป็นต้น

2.5.2 สมบัติของโลหะ (Metallic properties)

ถ้าพิจารณาธาตุตามคาบในตารางธาตุ จะสังเกตเห็นการเปลี่ยนแปลงทีละน้อยในคุณลักษณะของธาตุจากโลหะไปเป็นอโลหะ โลหะเป็นสารซึ่งมีสมบัติทางกายภาพที่รู้จักกันดี เช่น การนำความร้อนและไฟฟ้าที่ดี การเป็นมันวาวหรือสุกใส เหนียว ตีแผ่เป็นแผ่นได้ เป็นต้น ส่วนสมบัติทางเคมีอย่างหนึ่งของโลหะก็คือ สามารถเกิดสารประกอบกับไฮโดรเจนและออกซิเจน เป็นสารประกอบไฮดรอกโซ (Hydroxo compound) ซึ่งรู้จักกันดีว่าเป็นเบส สำหรับอโลหะเป็นสารที่มีสมบัติตรงกันข้าม คือ ไม่เป็นตัวนำความร้อนและไฟฟ้า ไม่เป็นมันวาวและเกิดสารประกอบไฮดรอกโซ ซึ่งเป็นกรด

ในคาบที่สอง มีการเปลี่ยนแปลงทีละน้อยจากสมบัติของโลหะอย่างชัดเจนของลิเทียม (Z = 3) ไปสู่สมบัติของอโลหะอย่างชัดเจนของฟลูออรีน (Z = 9) แก๊สมีตระกูลนีออนเป็นธาตุที่แทรกอยู่ระหว่างฟลูออรีนกับโลหะตัวถัดไป คือ โซเดียม (Z = 11) ซึ่งเริ่มต้นเรียงลำดับการเปลี่ยนแปลงจากโลหะไปสู่อโลหะใหม่อีก (ในคาบที่ 3) ธาตุที่อยู่ระหว่างโลหะทางซ้ายและอโลหะทางขวาซึ่งมีสมบัติก้ำกึ่งระหว่างโลหะกับอโลหะ เรียกว่า กึ่งโลหะ (metalloids หรือ semimetals)

ในคาบที่ยาว คือคาบที่ 4 ถึง 7 มีช่วงที่ต้องการสำหรับการเปลี่ยนแปลงทีละน้อยจากโลหะไปสู่อโลหะยาวกว่าเดิม ตัวอย่างเช่น ในคาบที่สี่ โพแทสเซียม (Z = 19) และแคลเซียม (Z = 20) เป็นโลหะที่ดีเยี่ยม ธาตุทรานสิชันสแคนเดียม (Z = 21) ถึงสังกะสี (Z = 30) มีสมบัติเป็นโลหะมากกว่าอโลหะและมักเรียกบ่อย ๆ ว่าโลหะทรานสิชัน ส่วนสมบัติของอโลหะอย่างชัดเจนเกิดขึ้นในช่วงสุดท้ายของคาบเช่นเดิม

แบบฝึกหัด

1. จงอธิบายความหมายของแต่ละคำข้างล่างนี้

   (ก) คาบ (ข) หมู่ (ค) ธาตุเรพรีเซนเตตีฟ

   (ง) ธาตุทรานสิชัน (จ) หมู่ธาตุแลนทาไนด์

2. ธาตุใดต่อไปนี้ไม่ใช่ธาตุทรานสิชัน

   (ก) Ni (Z = 28) (ข) W (Z = 74) (ค) Pb (Z = 82)

   (ง) Eu (Z = 63) (จ) Ra (Z = 88)

3. จงเขียนการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนของแต่ละธาตุข้างล่างนี้

   (ก) N (Z = 7) (ข) Si (Z = 14) (ค) V (Z = 23)

   (ง) Se (Z = 34) (จ) Sr (Z = 38) (ฉ) Mg^{2+} (Z = 12)

4. จงเขียนสัญลักษณ์ ของอะตอมที่มีการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนเชลนอกสุดของแต่ละข้อข้างล่างนี้

   (ก) $2s^2$ (ข) $3s^2\ 3p^1$ (ค) $4s^2$

   (ง) $6s^2\ 6p^5$

5. อะตอมของธาตุใดมีพลังงานอิออไนเซชันลำดับที่หนึ่งสูงกว่ากัน และอธิบายอย่างย่อว่าทำไมจึงเป็นเช่นนั้น

   (ก) S และ P (ข) Al และ Mg (ค) Sr และ Rb

   (ง) Cu และ Zn (จ) K และ Rb

6. จงอธิบายว่า ธาตุใดมีค่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตีสูงกว่ากันระหว่าง C กับ N