

สมบัติพีริออดิก ธาตุเรพรีเซนเตทีฟ อโลหะ และโลหะแทรนซิชัน

(Periodic properties, Representative Elements, Non-metal, and Transition)

3.1 สมบัติพีริออดิก

3.1.1 วิวัฒนาการการสร้างตารางธาตุ

ยุคเริ่มแรก

เดอเบอไรเนอร์ (Johann Dobereiner, ค.ศ.1829) นักวิทยาศาสตร์ชาวเยอรมันเป็นคนแรกที่พยายามจัดกลุ่มของธาตุที่มีสมบัติคล้ายคลึงกันไว้ด้วยกันในรูปของการจัดเป็นตาราง เดอเบอไรเนอร์ได้จัดธาตุเป็นหมู่ๆ ละ 3 ธาตุ ตามสมบัติที่คล้ายคลึงกันเรียกว่า หลักไตรภาคีธาตุ (triads) โดยเรียงลำดับธาตุจากมวลอะตอมน้อยไปมาก มวลอะตอมของธาตุตัวกลางจะเป็นครึ่งหนึ่งของผลรวมมวลอะตอมของธาตุที่อยู่ด้านบนและด้านล่าง เมื่อนำหลักไตรภาคีธาตุมาใช้กับกลุ่มธาตุอื่นๆ ที่มีสมบัติคล้ายกัน พบว่ามวลอะตอมของธาตุตัวกลางไม่ได้เป็นเช่นนั้นทั้งหมด หลักของไตรภาคีธาตุของเดอเบอไรเนอร์จึงไม่เป็นที่ยอมรับ

ในปี ค.ศ.1865 นิวแลนด์ส (John Alexander Reina Newlands) นักเคมีชาวอังกฤษได้เสนอกฎ "law of octaves" ถ้านำธาตุมาเรียงลำดับตามมวลอะตอม จะพบว่าธาตุตัวที่ 8 มีสมบัติคล้ายธาตุตัวที่ 1 เสมอ แต่กฎนี้ใช้ได้กับธาตุที่มีมวลอะตอมไม่เกินธาตุแคลเซียม (Ca) เท่านั้น

ยุคเมนเดเลเยฟและไมเออร์

ในปี ค.ศ.1869-1870 นักวิทยาศาสตร์สองคนคือ เมนเดเลเยฟ (Dimitri Ivanovich Mendeleev) นักวิทยาศาสตร์ชาวรัสเซีย ได้เสนอผลงานของเขาต่อสมาคมนักเคมีรัสเซีย (Russian Chemical Society) ในปี ค.ศ.1869 ดังภาพที่ 3.1 ในปีถัดมา ไมเออร์ (Julius Lothar Meyer) นักวิทยาศาสตร์ชาวเยอรมัน ได้ตีพิมพ์ผลงานตารางธาตุ ดังภาพที่ 3.2 โดยแนวคิดของทั้งสองคนคล้ายกันคือ ถ้านำธาตุมาเรียงตามมวลอะตอมจากน้อยไปมาก แล้วแบ่งแถวให้เหมาะสม ธาตุที่มีคุณสมบัติทางเคมีและทางกายภาพคล้ายกันจะปรากฏอยู่ตรงกันเป็นช่วงๆ

			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 = 59	Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
			Zn = 65,2	Cd = 112	
			? = 68	Ur = 116	Au = 197?
			? = 70	Sn = 118	
			As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
			Se = 79,4	Te = 128?	
			Br = 80	J = 127	
			Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
			Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
			? = 45	Ce = 92	
			?Er = 56	La = 94	
			?Yt = 60	Di = 95	
			?In = 75,6	Th = 118?	
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24			
	B = 11	Al = 27,4			
	C = 12	Si = 28			
	N = 14	P = 31			
	O = 16	S = 32			
	F = 19	Cl = 35,5			
Li = 7	Na = 23	K = 39			
		Ca = 40			

ภาพที่ 3.1 ตารางธาตุที่เสนอโดยเมนเดเลเยฟในปี ค.ศ.1869

ที่มา: <http://www.rsc.org/education/teachers/resources/periodictable/pre16/develop/mendeleev.htm>

I.	II.	III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.	IX.
	B=11,0	Al=27,3		--		?In=113,4	Tl=202,7	
	C=11,97	Si=28	--	--	--	Sn=117,8		Pb=206,4
	N=14,01	P=30,9	Ti=48	As=74,9	Zr=89,7	Sb=122,1		Bi=207,5
	O=15,96	31,98	V=51,2	Nb=93,7		Ta=182,2		
			Cr=52,4	Se=78	Mo=95,6	Te=128?	W=183,5	--
--	F=19,1	Cl=35,38	Mn=54,8	Br=79,75	J=126,5			--
			Fe=55,9					
			Co=Ni=58,6					
Li=7,01	Na=22,99	K=39,04		Rb=85,2		Cs=132,7		--
			Cu=63,3	Ag=107,66		Au=196,2		
?Be=9,3	Mg=23,9	Ca=39,9		Sr=87,0	Ba=136,8			--
			Zn=64,9	Cd=111,6		Hg=199,8		

ภาพที่ 3.2 ตารางธาตุที่เสนอโดยไมเออร์ในปี ค.ศ.1870

ที่มา: http://www.meta-synthesis.com/webbook/35_pt/pt_database.php

ตารางธาตุนับปรับปรุงของเมนเดเลเยฟได้เผยแพร่ในปี ค.ศ.1871 ดังภาพที่ 3.3 อาจถือว่าเป็นรากฐานสำคัญของตารางธาตุปัจจุบัน

Reihen	Gruppe I. — R ² O	Gruppe II. — RO	Gruppe III. — R ² O ³	Gruppe IV. RH ⁴ RO ²	Gruppe V. RH ³ RO ⁵	Gruppe VI. RH ² RO ³	Gruppe VII. RH R ² H ⁷	Gruppe VIII. — RO ⁴
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, Cu = 63.
5	(Cu = 53)	Zn = 65	-- = 68	-- = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	S = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	-- = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	--	--	--	-- -- --
9	(--)	--	--	--	--	--	--	-- -- --
10	--	--	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	--	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199.
11	(Au = 198)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208			
12	--	--	--	Th = 231	--	U = 240	--	-- -- --

ภาพที่ 3.3 ตารางธาตุที่เสนอโดยเมนเดเลเยฟในปี ค.ศ.1871

ที่มา: http://www.meta-synthesis.com/webbook/35_pt/pt_database.php

ข้อสังเกตที่สำคัญในตารางธาตุของเมนเดเลเยฟคือเขาได้กำหนดตำแหน่งที่อยู่ของธาตุที่ยังไม่ได้ค้นพบในขณะนั้นไว้เป็นช่องว่างในตารางธาตุและทำนายสมบัติของธาตุที่เว้นว่างไว้ล่วงหน้าด้วย เช่น

ธาตุที่ยังไม่ได้ค้นพบที่มีมวลอะตอม = 44 เรียกว่า eka-boron

ธาตุที่ยังไม่ได้ค้นพบที่มีมวลอะตอม = 68 เรียกว่า eka-aluminium

ธาตุที่ยังไม่ได้ค้นพบที่มีมวลอะตอม = 72 เรียกว่า eka-silicon

ซึ่งในเวลาต่อมา นักวิทยาศาสตร์ได้ค้นพบธาตุกล่าวนี้อย่างแท้จริงและสมบัติบางประการเป็นเช่นที่เมนเดเลเยฟได้ทำนายไว้ ดังตารางที่ 3.1

ตารางที่ 3.1 ธาตุที่เมนเดเลเยฟทำนายสมบัติ

ชื่อเรียกธาตุ	ปีค้นพบ	ผู้ค้นพบ	ชื่อธาตุปัจจุบัน	มวลอะตอม
eka-boron	1879	Lar Fredrik Nilson	สแกนเดียม (Sc)	43.7
eka-aluminium	1875	Lecoq de Boisbaudran	กาลเลียม (Ga)	69.9
eka-silicon	1886	Clemens Winkler	เจอร์เมเนียม (Ge)	72.2

จากการที่เมนเดเลเยฟทำนายสมบัติของธาตุ eka-silicon ไว้ ปรากฏว่าถูกต้องใกล้เคียงมากกับธาตุเจอร์เมเนียมที่ค้นพบภายหลังในปี ค.ศ.1886 ดังตารางที่ 3.2

ตารางที่ 3.2 สมบัติของธาตุ eka-silicon ซึ่งเมนเดเลเยฟได้ทำนายไว้เทียบกับธาตุเจอร์เมเนียม

สมบัติ	eka-silicon ทำนายโดยเมนเดเลเยฟ (ปี ค.ศ.1871)	เจอร์เมเนียม พบจริง (ปี ค.ศ.1886)
มวลอะตอม (amu)	73	72.6
ความหนาแน่น (g/mL)	5.5	5.47
ความจุความร้อนจำเพาะ J/g·°C)	0.31	0.32
จุดหลอมเหลว (°C)	สูงมาก	960
สูตรโมเลกุลของสารประกอบออกไซด์	MO ₂	GeO ₂
สูตรโมเลกุลของสารประกอบคลอไรด์	MCl ₂	GeCl ₂
ความหนาแน่นของสารประกอบออกไซด์ (g/mL)	4.7	4.70
จุดเดือดของสารประกอบคลอไรด์ (°C)	100	86

แนวคิดในการสร้างตารางธาตุได้พัฒนาอย่างต่อเนื่อง เนื่องจากการค้นพบธาตุใหม่ๆ และเครื่องมือวิเคราะห์ที่ทันสมัยมากขึ้นทำให้สามารถพิสูจน์เอกลักษณ์ได้ถูกต้องมากขึ้น การค้นพบแก๊สอาร์กอน (Ar) โดยเรย์ไล (Lord Rayleigh) นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษ และแรมซีย์ (William Ramsey) นักเคมีชาวอังกฤษ ในปี ค.ศ.1895 ทำให้มีการปรับเปลี่ยนตารางธาตุให้ตรงกับธาตุที่ค้นพบใหม่ เมนเดเลเยฟได้เผยแพร่ตารางธาตุฉบับสุดท้ายในหนังสือ Principle of Chemistry ในปี ค.ศ.1906 ดังภาพที่ 3.4 ก่อนที่จะเสียชีวิต ซึ่งในตารางธาตุฉบับนี้ได้จัดแก๊สมีสกุลอยู่ในหมู่ O และแบ่งธาตุออกเป็นหมู่ๆ และที่สำคัญได้เปลี่ยนการจัดเรียงธาตุตามเลขอะตอม แต่ในขณะนั้นยังไม่สามารถพิสูจน์ความสัมพันธ์ระหว่างเลขอะตอมกับสมบัติของธาตุ

ВЫШЕ СЕЛЕЗЫМЕННЫЕ СОЕДИНЕНИЯ:
R, R₂O, RO, R₂O₃, RO₂, R₂O₄, RO₃, R₂O₅, RO₄
ВЫШЕ ГАЗООБРАЗНЫЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ:
RH, RH₂, RH₃, RH₄

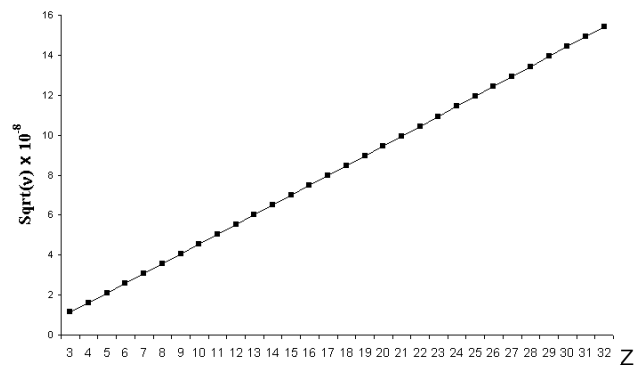
Д. Менделеев.
1869 — 1906.

ภาพที่ 3.4 ตารางธาตุของเมนเดเลเยฟ เผยแพร่ในปี ค.ศ.1906

ที่มา: http://www.meta-synthesis.com/webbook/35_pt/pt_database.php

ยุคโมสลีย์

ในปี ค.ศ.1913 โมสลีย์ (Henry Gwyn Jeffreys Moseley) นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษได้ตีพิมพ์กฎของเลขอะตอม (law of atomic number) โมสลีย์ได้ศึกษาลักษณะเฉพาะของรังสีเอ็กซ์ (x-ray) ที่ปลดปล่อยออกมาจากอะตอม พบว่าความถี่ของรังสีเอ็กซ์ที่ปลดปล่อยออกมาจากอะตอมเป็นสัดส่วนโดยตรงกับกำลังสองของเลขอะตอม (ดังภาพที่ 3.5) โมสลีย์ตีพิมพ์ผลงานที่มีชื่อว่า the high frequency spectra of the elements ในปี ค.ศ.1913



ภาพที่ 3.5 ความสัมพันธ์ระหว่างความถี่ของรังสีเอ็กซ์ต่อเลขอะตอม

ที่มา: <http://cnx.org/content/m12433/latest/?collection=col10264/latest>

จากการทดลองของโมสลีย์แสดงให้เห็นว่า เลขอะตอมเป็นปริมาณสำคัญที่น่าเชื่อถือและสามารถวัดได้ถูกต้องกว่ามวลอะตอม ดังนั้นการจัดลำดับของธาตุควรเรียงตามเลขอะตอม ตารางธาตุของโมสลีย์มีธาตุแรกคือ H ซึ่งมีเลขอะตอมเท่ากับ 1 และธาตุสุดท้ายคือยูเรเนียม (U) ซึ่งมีเลขอะตอมเท่ากับ 92

ตารางธาตุของโมสลีย์ แสดงในภาพที่ 3.6 แสดงให้เห็นว่าเลขอะตอมของ K เท่ากับ 19 และของ Ar เท่ากับ 18 จากเดิมที่นักเคมีเคยคิดว่าธาตุที่ 19 คือ Ar และธาตุที่ 18 คือ K

Group 0	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII
	a	b	a	b	A	b	a	b	a	b	a	b	a	b	
	H 1														
He 2	Li 3		Be 4		B 5		C 6		N 7		O 8		F 9		
Ne 10	Na 11		Mg 12		Al 13		Si 14		P 15		S 16		Cl 17		
Ar 18	K 19		Ca 20		Sc 21		Ti 22		V 23		Cr 24		Mn 25		Fe 26, Co 27, Ni 28
		Cu 29		Zn 30		Ga 31		Ge 32		As 33		Se 34		Br 35	
Kr 36	Rb 37		Sr 38		Y 39		Zr 40		Nb 41		Mo 42				Ru 44, Rh 45, Pd 46
		Ag 47		Cd 48		In 49		Sn 50		Sb 51		Te 52		I 53	
Xe 54	Cs 55		Ba 56		57-71*		Hf 72		Ta 73		W 74		Re 75		Os 76, Ir 77, Pt 78
		Au 79		Hg 80		Tl 81		Pb 82		Bi 83		Po 84		-	
Rn 86	-		Ra 88		Ac 89		Th 90		Pa 91		U 92				

ภาพที่ 3.6 ตารางธาตุที่เสนอโดยโมสลีย์

ที่มา: ดัดแปลงจาก http://chemistrybyscott.org/periodic_table_formulations.htm

ในปัจจุบันได้มีการศึกษาหาความสัมพันธ์ระหว่างสมบัติของธาตุทั้งทางเคมีและกายภาพและพบว่าสมบัติต่างๆ ของธาตุจะสัมพันธ์กับการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนในอะตอมของธาตุนั้นๆ ตั้งเป็นกฎที่เรียกว่า กฎฟิร็อดิก หรือ ฟังก์ชันฟิร็อดิก

- ธาตุในหมู่ 6A เรียก ซาลโคเจน (chalcogen) มีสมบัติเป็นอโลหะ ประกอบด้วย O, S, Se, Te และ Po

- ธาตุในหมู่ 7A เรียก แฮโลเจน (halogen) มีสมบัติเป็นอโลหะ ประกอบด้วย F, Cl, Br, I และ At

- ธาตุในหมู่ 8A เรียก แก๊สมีสกุล (noble gas) ธาตุในหมู่นี้ประกอบด้วย He, Ne, Ar, Kr, Xe และ Rn เดิมเรียกธาตุในหมู่นี้ว่าแก๊สเฉื่อย (inert gas) เพราะไม่ทำปฏิกิริยากับธาตุใดๆ เนื่องจากโครงสร้างอิเล็กตรอนเป็นแบบเต็ม แต่ในปัจจุบันพบว่าธาตุในหมู่นี้บางธาตุเกิดปฏิกิริยาได้บ้าง

ธาตุแต่ละหมู่จะมีการจัดเรียงตัวของเวเลนซ์อิเล็กตรอนเหมือนกันแต่จะต่างกันที่ระดับพลังงานหลัก ดังนั้นธาตุในหมู่เดียวกันจะมีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกัน อย่างไรก็ตาม ธาตุในแถวแนวตั้งหนึ่งอาจมีสมบัติบางประการคล้ายคลึงกับธาตุในอีกแถวหนึ่งก็ได้ ซึ่งมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากันแต่การจัดเรียงตัวของเวเลนซ์อิเล็กตรอนแตกต่างกัน เช่น ธาตุในแถวแนวตั้งที่ 3 (หมู่ 3B) เรียกว่า กลุ่มสแกนเดียม มีการจัดเรียงตัวอิเล็กตรอนเป็น $(n-1)d^1ns^2$ จะมีสมบัติบางอย่างคล้ายกับธาตุในแถวแนวตั้งที่ 13 (หมู่ 3A) ที่มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น ns^2np^1 จึงนิยมเรียกธาตุกลุ่มสแกนเดียมว่าเป็นธาตุหมู่ย่อยของหมู่ 3A จึงเรียกว่าหมู่ 3B ดังนั้นจะเห็นเลขหมู่กำกับธาตุกลุ่มสแกนเดียมเป็น 3B

ตามแนวนอนของตารางธาตุแบ่งออกเป็น 7 คาบ โดยแต่ละคาบมีตัวเลขอารบิกกำกับข้างหน้าคาบ และยังมีอีก 2 คาบที่เขียนแยกไว้ด้านล่าง เรียกว่าอนุกรมแลนทาไนด์ (lanthanide series) และอนุกรมแอกทิไนด์ (actinide series) เมื่อพิจารณาแต่ละคาบเป็นดังนี้

คาบที่ 1 มี H และ He เท่านั้น

คาบที่ 2 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 3 คือ Li ถึง 10 คือ Ne

คาบที่ 3 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 11 คือ Na ถึง 18 คือ Ar

(คาบที่ 2 และที่ 3 นี้มีเฉพาะธาตุในหมู่ A เท่านั้น ไม่มีธาตุในหมู่ B)

(ตั้งแต่คาบที่ 4 ถึง 7 มีธาตุในหมู่ B ด้วย)

คาบที่ 4 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 19 คือ K ถึง 36 คือ Kr

คาบที่ 5 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 37 คือ Rb ถึง 54 คือ Xe

คาบที่ 6 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 55 คือ Cs ถึง 86 คือ Rn

คาบที่ 7 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 87 คือ Fr ถึง 116 คือ Lv

ธาตุอนุกรมแลนทาไนด์ต่อจากธาตุแลนทานัม (La, Z=57) ในคาบที่ 6 โดยอนุกรมนี้มีธาตุ 14 ตัวเริ่มจากธาตุซีเรียม (Ce, Z=58) ถึงธาตุลูทีเทียม (Lu, Z=71) ส่วนธาตุอนุกรมแอกทิไนด์ต่อจากธาตุแอกทิเนียม (Ac, Z=89) ในคาบที่ 7 โดยอนุกรมนี้มีธาตุ 14 ตัวเริ่มจากธาตุทอเรียม (Th, Z=90) ถึงธาตุลอว์เรนเซียม (Lr, Z=103) แต่ด้วยเหตุผลที่ว่าเพื่อให้ตารางธาตุมีรูปร่างกะทัดรัดไม่ยาวเกินไป และเพื่อเน้นให้ความคล้ายคลึงในสมบัติของธาตุในแต่ละแถวจึงแยกออกมาต่างหาก

ธาตุอนุกรมแลนทาไนด์และแอกทิไนด์ ส่วนมากจะเป็นธาตุที่เตรียมได้จากห้องปฏิบัติการ เรียกว่า ธาตุสังเคราะห์ (synthetic element) นิวเคลียสของธาตุแอกทิไนด์ทุกธาตุไม่เสถียรคือเป็นธาตุกัมมันตรังสี (radioactive element) และมีครึ่งชีวิต (half-life) แตกต่างกันไป โดยส่วนมากมีครึ่งชีวิตสั้น ส่วนธาตุที่พบในธรรมชาติและมีเลขอะตอมมากที่สุดคือ ธาตุยูเรเนียม (U, Z=92)

โครงสร้างอิเล็กตรอนของอะตอมกับตำแหน่งในตารางธาตุ

ธาตุที่อยู่ในคาบเดียวกันในตารางธาตุจะมีจำนวนระดับพลังงานหลัก (n) สูงที่สุดเท่ากัน คือคาบที่ 1 มีระดับพลังงานเท่ากับ 1 ($n=1$) คาบที่ 2 มีระดับพลังงานเท่ากับ 2 ($n=2$) และจะเพิ่มขึ้นตามลำดับคาบละหนึ่งระดับพลังงาน จนถึงคาบที่ 7 ซึ่งจะมีระดับพลังงานสูงสุดเท่ากับ 7 ($n=7$)

จำนวนอิเล็กตรอนของธาตุที่อยู่ในคาบเดียวกันจะมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนเพิ่มขึ้นทีละหนึ่งหน่วยอิเล็กตรอนจากซ้ายไปขวาของตารางธาตุ ซึ่งทำให้ธาตุที่อยู่ในคาบเดียวกันมีสมบัติทางเคมีและทางกายภาพที่แตกต่างกัน ในแต่ละคาบจะเริ่มด้วยธาตุที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 1 ที่บรรจุในออร์บิทัล-s ในคาบที่ 1 ซึ่งตรงกับระดับพลังงานที่ 1 จึงมีธาตุเพียง 2 ธาตุเท่านั้นคือ H ($Z=1$) และ He ($Z=2$) เพราะออร์บิทัล-1s บรรจุอิเล็กตรอนได้เพียง 2 อิเล็กตรอน ดังแสดงในตารางที่ 3.3

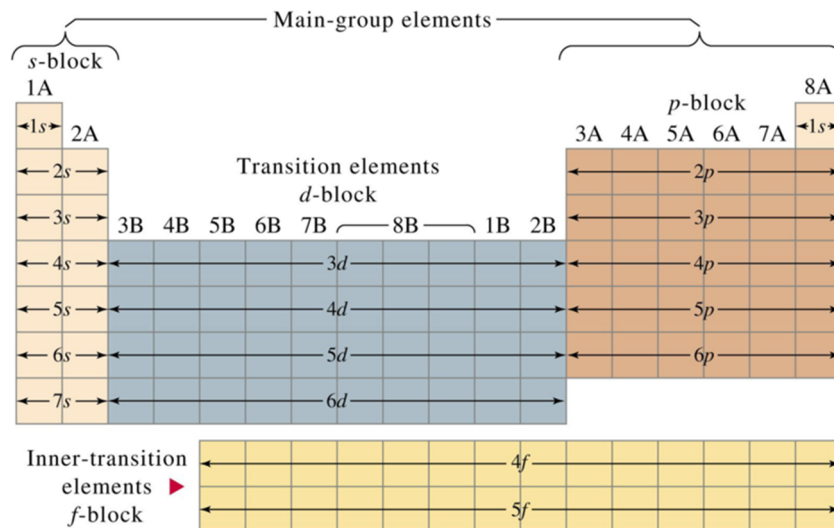
คาบที่ 2 มี 8 ธาตุ เริ่มจาก Li ($Z=3$) ถึง Ne ($Z=10$) การจัดเรียงอิเล็กตรอนแสดงในตารางที่ 3.3 โดย Li มี 3 อิเล็กตรอนซึ่งบรรจุในระดับพลังงานที่ 1 (ออร์บิทัล-1s) แล้ว 2 อิเล็กตรอน ส่วนอีก 1 อิเล็กตรอนต้องเข้าไปอยู่ในระดับพลังงานที่ 2 คือ ออร์บิทัล-2s ในคาบที่ 2 มีระดับพลังงานสองระดับ พลังงานย่อย (ออร์บิทัล-2s หนึ่งออร์บิทัล และออร์บิทัล-2p อีกสามออร์บิทัล) ซึ่งในระดับพลังงานที่ 2 นี้ จะบรรจุอิเล็กตรอนได้รวมไม่เกิน 8 อิเล็กตรอนเท่านั้น

คาบที่ 3 มีทั้งหมด 8 ธาตุ เริ่มจาก Na ($Z=11$) ถึง Ar ($Z=18$) การจัดเรียงอิเล็กตรอนแสดงในตารางที่ 3.3 ในคาบที่ 3 มีระดับพลังงานสามระดับ พลังงานย่อย (ออร์บิทัล-3s หนึ่งออร์บิทัล ออร์บิทัล-3p อีกสามออร์บิทัล และออร์บิทัล-3d อีกห้าออร์บิทัล)

คาบที่ 4 เริ่มจาก K ($Z=19$) การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานนี้จะเริ่มที่ออร์บิทัล-4s เนื่องจากออร์บิทัล-4s มีระดับพลังงานต่ำกว่าออร์บิทัล-3d ดังนั้นเมื่อออร์บิทัล-4s บรรจุเต็มหมด แล้วจึงบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-3d โดยออร์บิทัล-3d มีทั้งหมด 5 ออร์บิทัลย่อย จึงมีธาตุแทรกมาในคาบที่ 4 จำนวน 10 ธาตุ (Sc ถึง Zn) เมื่อออร์บิทัล-3d เต็มแล้วจึงตามด้วยการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4p อีก 6 ธาตุ (Ga ถึง Kr)

คาบที่ 5 จะมีการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-5s, ออร์บิทัล-4d และออร์บิทัล-5p ตามลำดับ ทำนองเดียวกันคาบที่ 4 จึงมีธาตุ 18 ธาตุเช่นเดียวกับธาตุคาบที่ 4 เมื่อถึงคาบที่ 6 จะมีการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4f หลังจากทีบรรจุออร์บิทัล-6s จนเต็ม และออร์บิทัล-5d อีก 1 อิเล็กตรอนอีกต่อไป และไปสิ้นสุดเมื่อออร์บิทัล-6p บรรจุเต็มคาบที่ 7 จะมีการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-5f

เมื่อพิจารณาการจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอมในตารางธาตุ แบ่งธาตุออกเป็นกลุ่มตามการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัลเชิงอะตอม คือ ออร์บิทัล-s, ออร์บิทัล-p, ออร์บิทัล-d และออร์บิทัล-f ได้เป็นกลุ่มที่เรียกว่า s-block, p-block, d-block และ f-block ตามลำดับ ดังภาพที่ 3.8



ภาพที่ 3.8 กลุ่มธาตุตามการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-s, ออร์บิทัล-p, ออร์บิทัล-d และออร์บิทัล-f
ที่มา: <https://www.phy.questu.ca>

ตารางที่ 3.3 แสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุคาบที่ 1, 2 และ 3

คาบ	สัญลักษณ์ธาตุ	การจัดเรียงอิเล็กตรอน
1	${}^1_1\text{H}$	$1s^1$
	${}^2_2\text{He}$	$1s^2$
2	${}^3_3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$
	${}^4_4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$
	${}^5_5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$
	${}^6_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$
	${}^7_7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$
	${}^8_8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$
	${}^9_9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$
	${}^{10}_{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$
3	${}^{11}_{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
	${}^{12}_{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
	${}^{13}_{13}\text{Al}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
	${}^{14}_{14}\text{Si}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
	${}^{15}_{15}\text{P}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
	${}^{16}_{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
	${}^{17}_{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
	${}^{18}_{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

ธาตุที่อยู่ในหมู่เดียวกันจะมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากัน ดังตารางที่ 3.4 มีสมบัติเคมีและทางกายภาพคล้ายคลึงกัน เช่น ธาตุในหมู่ 1A จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน (ns^1) มีสมบัติเป็นโลหะทั้งหมดและเมื่อสูญเสียอิเล็กตรอนไป 1 อิเล็กตรอน ธาตุทุกตัวในหมู่ 1A จะเป็นแคตไอออน (ไอออนบวก) ที่มีประจุเป็น +1 หรือธาตุในหมู่ 2A จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน (ns^2) และเมื่อสูญเสียอิเล็กตรอนไป 2 อิเล็กตรอน ธาตุทุกตัวในหมู่ 2A จะเป็นแคตไอออนที่มีประจุเป็น +2

ตารางที่ 3.4 แสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุหมู่ 1A, 2A, 7A และ 8A

หมู่	สัญลักษณ์ธาตุ	การจัดเรียงอิเล็กตรอน
1A	${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$
	${}^{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
	${}^{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
	${}^{37}\text{Rb}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$
	${}^{55}\text{Cs}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$
2A	${}^4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$
	${}^{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
	${}^{20}\text{Ca}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
	${}^{38}\text{Sr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2$
	${}^{56}\text{Ba}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$
7A	${}^9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$
	${}^{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
	${}^{35}\text{Br}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
	${}^{53}\text{I}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$
8A	${}^2\text{He}$	$1s^2$
	${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$
	${}^{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
	${}^{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
	${}^{54}\text{Xe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$

การจัดตำแหน่งอะตอมไฮโดรเจนในตารางธาตุ

การจัดธาตุให้อยู่ในหมู่ใดของตารางธาตุจะใช้สมบัติที่คล้ายคลึงกันเป็นเกณฑ์ ในตารางธาตุปัจจุบันได้จัดให้ H อยู่ในคาบที่ 1 ระหว่างหมู่ 1A กับหมู่ 7A สมบัติบางประการของ H เปรียบเทียบกับสมบัติธาตุหมู่ 1A และหมู่ 7A แสดงในตารางที่ 3.5

ตารางที่ 3.5 สมบัติบางประการของ H เทียบกับธาตุหมู่ 1A กับหมู่ 7A

สมบัติ	ธาตุหมู่ 1A	H	ธาตุหมู่ 7A
เวเลนซ์อิเล็กตรอน	1	1	7
เลขออกซิเดชัน	+1	+1 และ -1	+1, +3, +5, +7, -1
พลังงานไอออไนเซชัน	382 - 526	1,318	1,015 - 1,687
อิเล็กโตรเนกาติวิตี	1.0 - 0.7	2.1	2.2 - 4.0
สถานะ	ของแข็ง	แก๊ส	แก๊ส/ของเหลว/ของแข็ง
การนำไฟฟ้า	นำ	ไม่นำ	ไม่นำ

เมื่อพิจารณาข้อมูลในตารางที่ 3.5 พบว่า H มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอนและมีเลขออกซิเดชัน +1 ดังนั้น H จึงเหมือนธาตุหมู่ 1A แต่ H มีสมบัติคล้ายธาตุหมู่ 7A หลายประการคือ มีเลขออกซิเดชันได้มากกว่าหนึ่งค่า มีค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 และมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีค่อนข้างสูง มีสถานะเป็นแก๊ส ไม่นำไฟฟ้า เมื่อเกิดเป็นสารประกอบต้องการเพียง 1 อิเล็กตรอนเช่นเดียวกับธาตุหมู่ 7A ดังนั้นในตารางธาตุอาจจัดวางตำแหน่ง H ไว้ในหมู่ 1A หรืออาจวางอยู่ระหว่างหมู่ 1A กับ 7A

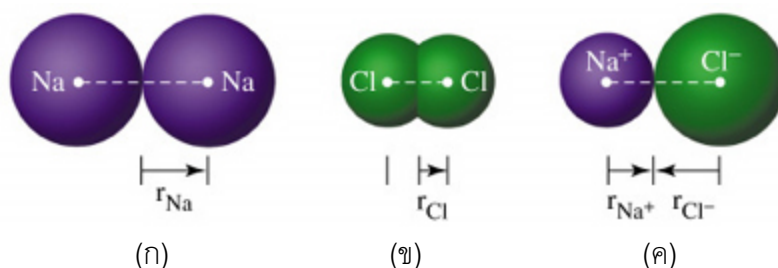
3.1.3 แนวโน้มสมบัติของธาตุตามตารางธาตุ

แนวโน้มสมบัติของธาตุในหน่วยเรียนนี้จะพิจารณาธาตุเรฟรีเซนเททีฟเป็นสำคัญ เนื่องจากแนวโน้มของสมบัติต่างๆ เปลี่ยนแปลงตามเลขอะตอมอย่างเห็นได้ชัด

ขนาดอะตอมกับฟังก์ชันพีริออดิก

1) ขนาดอะตอม

การหาขนาดของอะตอมที่แน่นอนทำได้ยากมาก เนื่องจากไม่สามารถกำหนดขอบเขตที่แน่นอนของกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนที่โคจรรอบนิวเคลียส ดังนั้นในการวัดขนาดอะตอมจะกำหนดให้อะตอมมีรูปร่างเป็นทรงกลมและบอกขนาดเป็นรัศมีอะตอมตามแรงที่เกิดขึ้นของพันธะคือ รัศมีโคเวเลนต์ (covalent radius) รัศมีแวนเดอร์วาลส์ (Van der Waals radius) รัศมีไอออน (ionic radius) และรัศมีโลหะ (metallic radius) ดังนั้นเมื่อกล่าวถึงขนาดอะตอมควรระบุด้วยว่าใช้รูปแบบใด การวัดระยะระหว่างอะตอมหรือความยาวพันธะในโมเลกุลหรือในผลึกจะวัดจากรัศมีอะตอมที่เกิดโมเลกุลหรือสารประกอบ ดังแสดงในภาพที่ 3.9

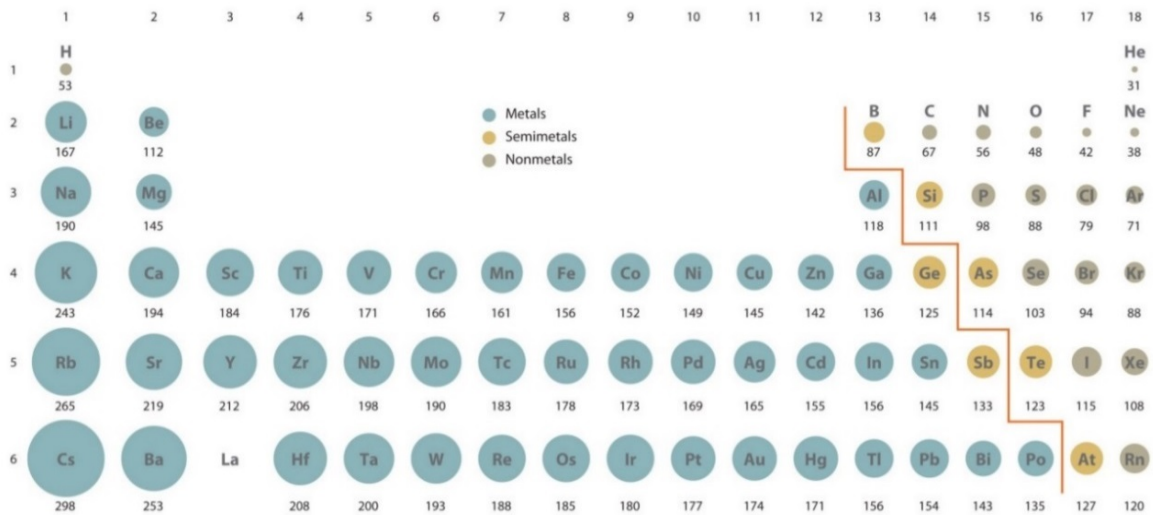


ภาพที่ 3.9 ระยะรัศมีอะตอม (ก) รัศมีโลหะ (ข) รัศมีโคเวเลนต์ และ (ค) รัศมีไอออน

ที่มา: http://wps.prenhall.com/esm_hillpetrucci_genchem_4/0,8603,1079855-00.html

2) แนวโน้มขนาดอะตอม

สมบัติพีริออดิกของขนาดอะตอมจะแปรไปตามเลขอะตอม การพิจารณาแนวโน้มขนาดอะตอมต้องคำนึงถึงปัจจัยที่มีส่วนกำหนดขนาดอะตอมคือ ระยะระหว่างนิวเคลียสกับเวเลนซ์อิเล็กตรอน เพราะอาจถูกบดบังจากอิเล็กตรอนวงใน หรือการผลักกันเองระหว่างอิเล็กตรอนในระดับพลังงานเดียวกัน หรือต่างระดับพลังงานจะไปหักล้างแรงดึงดูดของนิวเคลียสที่มีต่ออิเล็กตรอนวงนอกๆ ทำให้อำนาจประจุนิวเคลียสน้อยกว่าที่ควรจะเป็น แนวโน้มขนาดอะตอมตามหมู่และตามคาบ แสดงในภาพที่ 3.10



ภาพที่ 3.10 แนวโน้มรัศมีอะตอมของธาตุในตารางธาตุ (หน่วยพิโกเมตร)

ที่มา: Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

2.1) ธาตุในหมู่เดียวกัน ขนาดอะตอมจะเพิ่มขึ้นจากบนลงมาข้างล่าง เช่นธาตุหมู่ 1A ขนาดอะตอม Na ใหญ่กว่าอะตอม Li หรือธาตุหมู่ 7A ขนาดอะตอม Cl ใหญ่กว่าอะตอม F การที่ขนาดอะตอมใหญ่ขึ้น เพราะจำนวนระดับพลังงานของอิเล็กตรอนเพิ่มขึ้น (n เพิ่ม) เมื่อชั้นคาบใหม่เท่ากับเพิ่มระดับพลังงานหลักเข้ามาอีกหนึ่งระดับ การเพิ่มจำนวนระดับพลังงาน (n) เป็นปัจจัยที่สำคัญกว่าการเพิ่มประจุบวกที่นิวเคลียส

2.2) ธาตุในคาบเดียวกัน (มีระดับพลังงานหลักเท่ากัน) ขนาดอะตอมลดลงจากซ้ายไปขวา เนื่องจากธาตุทางขวามือมีเลขอะตอมมากกว่าทำให้นิวเคลียสมีแรงดึงดูดอิเล็กตรอนมากกว่าจึงทำให้รัศมีผิวโคจรของอิเล็กตรอนลดลง (ยกเว้น อะตอมของแก๊สมีสกุลเพราะอิเล็กตรอนในวงนอกสุดครบ 8 อิเล็กตรอนซึ่งมีความเสถียรสูงมาก)

ส่วนธาตุแทรนซิชันมีแบบแผนของขนาดอะตอมที่แตกต่างไป คือในคาบเดียวกันมีขนาดอะตอมใกล้เคียงกัน ทั้งนี้เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น อิเล็กตรอนจะเพิ่มทีละหนึ่งอิเล็กตรอนในระดับพลังงานวงใน ส่วนจำนวนอิเล็กตรอนระดับพลังงานวงนอกยังคงเท่าเดิม เช่น ธาตุแทรนซิชันในคาบที่ 4 เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น อิเล็กตรอนจะเพิ่มขึ้นในออร์บิทัล-3d ทีละ 1 อิเล็กตรอน ในขณะที่อิเล็กตรอนระดับวงนอกเป็นออร์บิทัล-4s (ยังคงมีอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอนเท่ากันเช่นเดิม) ดังนั้นอำนาจการดึงดูดระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4s จะเปลี่ยนแปลงเพียงเล็กน้อย ขนาดอะตอมของธาตุแทรนซิชันในคาบเดียวกันจึงเปลี่ยนไปเพียงเล็กน้อย

พลังงานไอออไนเซชันกับฟังก์ชันฟิสิกส์

1) พลังงานไอออไนเซชัน

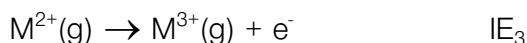
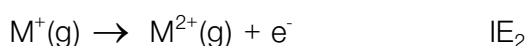
พลังงานไอออไนเซชัน (ionization energy, IE) หรือพลังงานการแตกตัวเป็นไอออน คือ พลังงานน้อยที่สุดที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานสุดท้ายออกจากอะตอมในสถานะแก๊สให้กลายเป็นแคตไอออน

ค่าพลังงานไอออไนเซชัน เรียกว่า “ค่า IE” ซึ่งใช้บอกถึงปริมาณพลังงานอย่างน้อยที่สุดที่ต้องใช้เพื่อบังคับให้อิเล็กตรอนหลุดออกจากอะตอม หรืออาจกล่าวอีกทางหนึ่งของค่า IE จะเป็นค่าที่ใช้บอกแรงยึดเหนี่ยวของอิเล็กตรอนที่ถูกยึดไว้ในอะตอม ถ้าอะตอมมีค่า IE สูง แสดงว่าแรงยึดเหนี่ยวที่นิวเคลียสมีต่ออิเล็กตรอนมีค่ามาก อิเล็กตรอนจะหลุดออกได้ยาก

พลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนตัวที่หนึ่ง (ที่อยู่ในพลังงานสุดท้าย) เรียกว่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 เขียนย่อเป็น IE_1 กล่าวคือ เมื่อ M แทนอะตอมธาตุโลหะเกิดแตกตัวเป็นไอออน ดังสมการ



เนื่องจากอะตอมสามารถถูกดึงเวเลนซ์อิเล็กตรอนได้มากกว่า 1 อิเล็กตรอน (ยกเว้น H) ดังนั้น ค่า IE จึงมีได้มากกว่า 1 ค่า เช่นถ้าดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 2 และ 3 ออกจากอะตอมจะเรียกว่า พลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 2 และ 3 เขียนแทนได้ด้วย IE_2 และ IE_3 ตามลำดับ

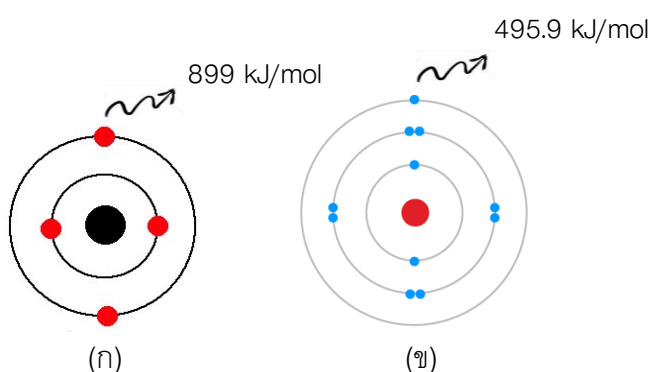


ค่า IE มีหน่วยเป็น กิโลจูลต่อโมล (kJ/mol)

ตัวอย่าง พลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 1, 2 และ 3 ของอะตอมเบริลเลียม (Be)



พิจารณาการจัดเรียงอิเล็กตรอนของ Be เป็น $1s^2 2s^2$ ดังภาพที่ 3.11(ก) จะเห็นว่าถ้าต้องการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 2 ออกจาก Be^+ จะต้องใช้พลังงานมากกว่าตัวแรกประมาณ 2 เท่า เนื่องจากอิทธิพลแรงดึงดูดระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนที่เหลือในระดับพลังงานสุดท้ายมีมากขึ้น แต่ถ้าต้องการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 3 ออกอีก จะเห็นว่าจะต้องดึงอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-1s ซึ่งอยู่ใกล้นิวเคลียสมากที่สุด จึงมีแรงดึงดูดมาก ดังนั้นจะต้องใช้พลังงานเกือบ 10 เท่าของการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 2 ออก ค่า IE ของอะตอมบางชนิดแสดงในตารางที่ 3.6



ภาพที่ 3.11 แสดงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานของ (ก) อะตอมเบริลเลียม และ (ข) อะตอมลิเทียม

ในทำนองเดียวกัน การดึงอิเล็กตรอน 1 ตัวออกจากอะตอม Na ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) จะใช้พลังงานไม่สูงนัก เนื่องจากเป็นการดึงอิเล็กตรอนออกจากออร์บิทัล-3s ที่มีอิเล็กตรอนเพียงตัวเดียว ดังภาพที่ 3.11(ข) แต่หากมีการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 2 จะต้องใช้พลังงานมากถึง 10 เท่าของพลังงานในการดึง

อิเล็กตรอนตัวแรก ดังนั้น Na จึงเกิดปฏิกิริยาเคมีกับอะตอมอื่นๆ ได้ในรูปสารประกอบที่มีประจุบวก 1 เท่านั้น (Na^+) โดยจะไม่พบสารประกอบในรูป Na^{2+} หรือ Na^{3+}

ตารางที่ 3.6 ค่าพลังงานไอออไนเซชันของอะตอมบางชนิด (kJ/mol)

เลขอะตอม	ธาตุ	IE ₁	IE ₂	IE ₃	IE ₄	IE ₅	IE ₆
1	H	1,311					
2	He	2,372	5,251				
3	Li	520	7,300	11,815			
4	Be	899	1,757	14,850	21,005		
5	B	801	2,430	3,660	25,000	32,820	
6	C	1,086	2,350	4,620	6,220	38,000	47,261
7	N	1,400	2,860	4,580	7,500	9,400	53,000
8	O	1,314	3,390	5,300	7,470	11,000	13,000
9	F	1,680	3,370	6,050	8,400	11,000	15,200
10	Ne	2,080	3,950	6,120	9,370	12,200	15,000
11	Na	496	4,560	6,900	9,540	13,400	16,600
12	Mg	738	1,450	7,730	10,500	13,600	18,000
13	Al	577	1,820	2,750	11,600	14,800	18,400
14	Si	786	1,580	3,230	4,360	16,000	20,000
15	P	1,012	1,904	2,910	4,960	6,240	21,000
16	S	999	2,250	3,360	4,660	6,990	8,500
17	Cl	1,256	2,297	3,820	5,160	6,540	9,300
18	Ar	1,520	2,666	3,900	5,770	7,240	8,800
19	K	419	3,052	4,410	5,900	8,000	9,600
20	Ca	590	1,145	4,900	6,500	8,100	11,000

ที่มา: ดัดแปลงจาก Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p344

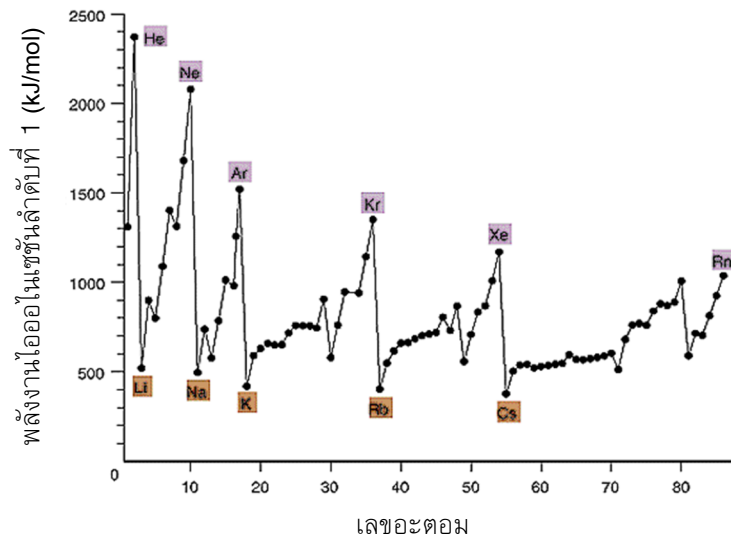
ค่า IE ใช้บอกแนวโน้มการเกิดเป็นแคตไอออน คืออะตอมที่มีค่า IE ต่ำจะแตกตัวเป็นแคตไอออนได้ง่ายกว่าอะตอมที่มีค่า IE สูง เนื่องจากแรงยึดเหนี่ยวระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนมีน้อย และบอกความไวของอะตอมต่อปฏิกิริยาเคมี อะตอมที่มีค่า IE ต่ำจะมีความว่องไวต่อปฏิกิริยาเคมีมาก เช่น

- โลหะแอลคาไล (หมู่ 1A) มีค่า IE ต่ำ ดังนั้น ธาตุหมู่ 1A นี้จึงว่องไวต่อปฏิกิริยาเคมีมาก ระหว่างโลหะแอลคาไลด้วยกัน ธาตุด้านล่างจะแตกตัวเป็นแคตไอออนได้ง่ายกว่าธาตุที่อยู่เหนือขึ้นไปในหมู่เดียวกัน ดังนั้นถ้าเรียงความว่องไวทางเคมีจากมากไปน้อยจะได้คือ $\text{Cs} > \text{Rb} > \text{K} > \text{Na} > \text{Li}$

- โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท (หมู่ 2A) มีค่า IE สูงกว่าหมู่ 1A ดังนั้นมีความว่องไวต่อปฏิกิริยาจะน้อยกว่าธาตุหมู่ 1A

2) แนวโน้มของค่า IE

ค่า IE เป็นฟังก์ชันฟิสิกส์กับเลขอะตอม โดยแนวโน้มค่า IE₁ แสดงในภาพที่ 3.12



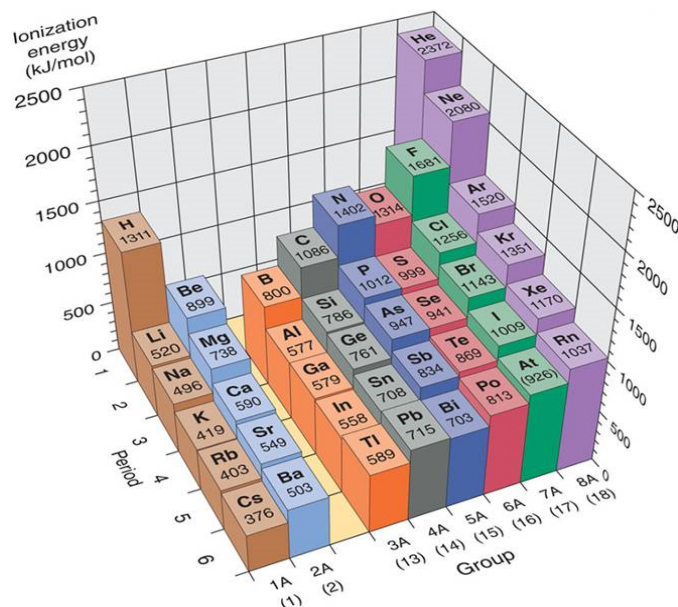
ภาพที่ 3.12 แนวโน้มพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1

ที่มา: ดัดแปลงจาก Silberberg. Principle of General Chemistry. 2013. p261

2.1) ธาตุในหมู่เดียวกัน ค่า IE ลดลงจากบนลงล่าง เนื่องจากปัจจัยหลัก 2 ประการคือ

(1) เมื่อขนาดอะตอมใหญ่ขึ้น ระยะห่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนวงนอกสุดจะอยู่ห่างกันมากขึ้นตามไปด้วย ส่งผลให้แรงดึงดูดที่นิวเคลียสมีต่ออิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานสุดท้ายน้อยลง ดังนั้น พลังงานที่ใช้ในการดึงเวเลนซ์อิเล็กตรอนให้หลุดออกอะตอมจึงไม่สูงมากนัก (ตารางที่ 3.7)

(2) จำนวนชั้นระดับพลังงานของอิเล็กตรอนที่เพิ่มขึ้นตามคาบเสมือนเป็นกำแพงกันแรงดึงดูดระหว่างนิวเคลียสกับเวเลนซ์อิเล็กตรอน ทำให้แรงยึดเหนี่ยวมีค่าน้อยลง



ภาพที่ 3.13 รูปสามมิติแสดงแนวโน้มพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 ของธาตุเรพรีเซนเททีฟ

ที่มา: Silberberg. Principle of General Chemistry. 2013. p262

ตารางที่ 3.7 ค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 ของธาตุหมู่ 1A

ธาตุ	เลขอะตอม	การจัดเรียงอิเล็กตรอน	รัศมีอะตอม (pm)	IE ₁ (kJ/mol)
Li	3	1s ² 2s ¹	167	520
Na	11	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	190	496
K	19	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹	243	419
Rb	37	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 5s ¹	265	403
Cs	55	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶ 6s ¹	298	376

2.2) ธาตุในคาบเดียวกัน ค่า IE จะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา เนื่องจากธาตุทางขวาของตารางธาตุมีเลขอะตอม (จำนวนโปรตอน) เพิ่มขึ้นธาตุละ 1 โปรตอน ทำให้นิวเคลียสมีแรงดึงดูดอิเล็กตรอนได้มากขึ้น ทำให้อิเล็กตรอนหลุดจากอะตอมได้ยาก แต่อะตอมที่มีโครงสร้างอิเล็กตรอนแบบครึ่ง (half-filled) จะมีค่า IE สูงกว่าแนวโน้มปกติเล็กน้อย เช่นเบริลเลียม (Be) และไนโตรเจน (N)

ยกตัวอย่างธาตุในคาบที่ 2 จาก Li ถึง Ne เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น ประจุบวกในนิวเคลียสเพิ่มขึ้นทีละหนึ่งหน่วยและอิเล็กตรอนเพิ่มขึ้นทีละ 1 อิเล็กตรอนในระดับพลังงานเดียวกัน ประจุบวกในนิวเคลียสยิ่งมากขึ้น แรงดึงดูดที่นิวเคลียสมีต่ออิเล็กตรอนตัวนอกจะมีมากขึ้น

ตารางที่ 3.8 ค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 ของธาตุในคาบที่ 2

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
จำนวนโปรตอน	3	4	5	6	7	8	9	10
รัศมีโคเวเลนต์ (pm)	167	112	87	67	56	48	42	38
พลังงานไอออไนเซชัน	520	899	801	1,086	1,402	1,314	1,681	2,081

3) พลังงานไอออไนเซชันของแก๊สมีสกุล

แก๊สมีสกุลมีค่า IE สูงมากเมื่อเทียบกับธาตุในคาบเดียวกัน ดังตารางที่ 3.9 เนื่องจากโครงสร้างอิเล็กตรอนเป็นการบรรจุแบบเต็ม (full-field)

ตารางที่ 3.9 ค่าพลังงานไอออไนเซชันของแก๊สมีสกุล (หมู่ 8A)

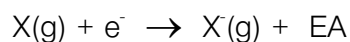
ธาตุ	การจัดเรียงอิเล็กตรอน	IE ₁ (kJ/mol)
He	1s ²	2,372
Ne	1s ² 2s ² 2p ⁶	2,080
Ar	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶	1,520
Kr	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	1,351
Xe	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶	1,170
Rn	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ² 5d ¹⁰ 6p ⁶	1,037

สัมพรรคภาพอิเล็กตรอนกับฟังก์ชันฟิรอร์ดิก

1) ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน

สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (electron affinity, EA) เรียกว่า ค่า EA คือพลังงานที่คายออกมาเมื่ออะตอมในสถานะแก๊สรับอิเล็กตรอนเพิ่มเข้าไปในอะตอม แล้วกลายเป็นแอนไอออน

เมื่อสมมติ X คืออะตอมของธาตุใดๆ เขียนสมการทั่วไปคือ



ค่า EA บอกให้ทราบความยากง่ายที่อะตอมจะรับอิเล็กตรอนเข้ามาเพิ่ม กำหนดให้ค่า EA มีเครื่องหมายเป็นลบ (เนื่องจากการคายพลังงาน) ถ้าค่า EA เป็นลบค่ามาก แสดงว่าอะตอมนั้นสามารถรับอิเล็กตรอนได้ดีหรือชอบรับอิเล็กตรอน เกิดเป็นแอนไอออนได้ง่าย เช่น Cl และ O



ในทางตรงกันข้าม ถ้าค่า EA เป็นลบค่าน้อยๆ หรือค่าเป็นบวก แสดงว่าอะตอมนั้นจะเกิดเป็นแอนไอออนได้ยาก อะตอมนั้นไม่ชอบรับอิเล็กตรอน เช่น Be, B และ N เป็นต้น

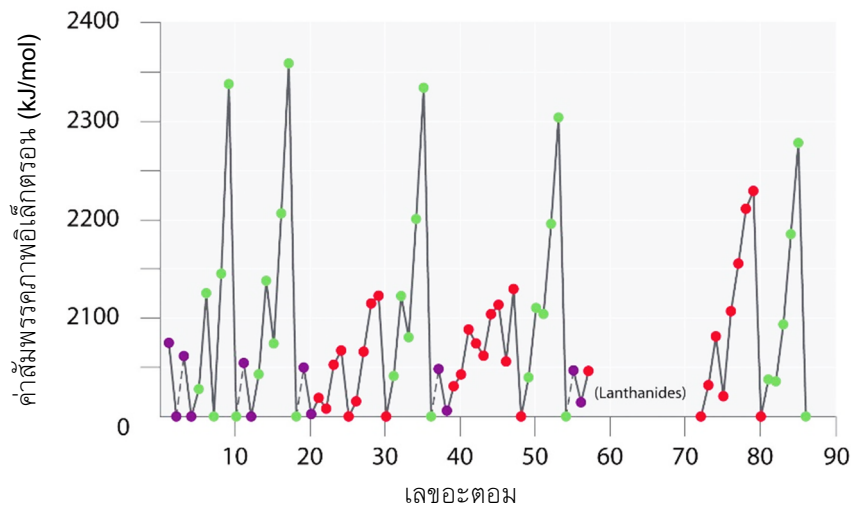
ค่า EA ขึ้นอยู่กับหลายปัจจัยเช่น ขนาดอะตอม จำนวนระดับพลังงานของอิเล็กตรอน และโครงสร้างอิเล็กตรอน ซึ่งการวัดค่า EA ทำได้ยากมาก ทำให้ทราบค่าแน่นอนเพียงไม่กี่ธาตุ ดังแสดงในภาพที่ 3.14

1A (1)							8A (18)
H -72.8							He (+21)
Li -59.6	Be (+241)						Ne (+29)
Na -52.9	Mg (+230)						Ar (+34)
K -48.4	Ca (+156)						Kr (+39)
Rb -46.9	Sr (+167)						Xe (+40)
Cs -45.5	Ba (+52)						Rn (+41)
		3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	
		B -26.7	C -122	N 0	O -141	F -328	
		Al -42.5	Si -134	P -72.0	S -200	Cl -349	
		Ga -28.9	Ge -119	As -78.2	Se -195	Br -325	
		In -28.9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	
		Tl -19.3	Pb -35.1	Bi -91.3	Po -183	At -270	

ภาพที่ 3.14 ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนของธาตุเรพรีเซนต์ที่ฟ
ที่มา: Silberberg. Principle of General Chemistry. 2013. p264

2) แนวโน้มของค่า EA

แนวโน้มของค่า EA แสดงดังภาพที่ 3.15 สรุปเป็นแนวโน้มได้ดังนี้



ภาพที่ 3.15 แนวโน้มค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน
ที่มา: Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online)

2.1) ธาตุในหมู่เดียวกัน ค่า EA จะต่างกันไม่มากนัก แต่พอสรุปได้ว่า ค่า EA ลดลงจากข้างบนลงข้างล่าง (ตัวเลขลบน้อยกว่า) เพราะขนาดของอะตอมใหญ่ขึ้นตามจำนวนระดับพลังงาน ถึงแม้ประจุบวกที่นิวเคลียสเพิ่มขึ้นคาบละ 8 หน่วย แต่เมื่อคำนึงถึงจำนวนอิเล็กตรอนที่กั้นระหว่างนิวเคลียสกับเวเลนซ์อิเล็กตรอนแล้วทำให้อำนาจแรงดึงดูดของประจุน้อยลงไปมาก ส่วนแก๊สมีสกุลไม่มีแนวโน้มที่จะรับอิเล็กตรอน

2.2) ธาตุในคาบเดียวกัน ค่า EA จะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา กล่าวคือธาตุโลหะมีแนวโน้มจะรับอิเล็กตรอนได้ดีกว่าธาตุโลหะ โดยทั่วไป ค่า EA ของโลหะมีค่าเป็นลบมาก (หรือเป็นลบน้อยกว่า) กว่าของอโลหะ เมื่อพิจารณาจากขนาดอะตอม อะตอมที่มีขนาดเล็กจะรับอิเล็กตรอนง่ายกว่าอะตอมขนาดใหญ่ เพราะประจุบวกที่นิวเคลียสส่งแรงดึงดูดอิเล็กตรอนไว้ได้ดีกว่า เนื่องจากระยะห่างระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนน้อย ดังนั้นในการเกิดแอนไอออน อะตอมขนาดเล็กจะคายพลังงานออกมามากกว่าอะตอมใหญ่ ธาตุแฮโลเจน (หมู่ 7A) มีค่า EA เป็นลบมากที่สุดเพราะการรับ 1 อิเล็กตรอนเข้าจะทำให้อะตอมของธาตุแฮโลเจนมีการจัดอิเล็กตรอนแบบเต็มเหมือนกับแก๊สมีสกุล เช่นโครงสร้างอิเล็กตรอนของ F เป็น $1s^2 2s^2 2p^6$ ซึ่งเหมือนกับ Ne

สภาพไฟฟ้าลบบกับฟังก์ชันฟิร้อดิก

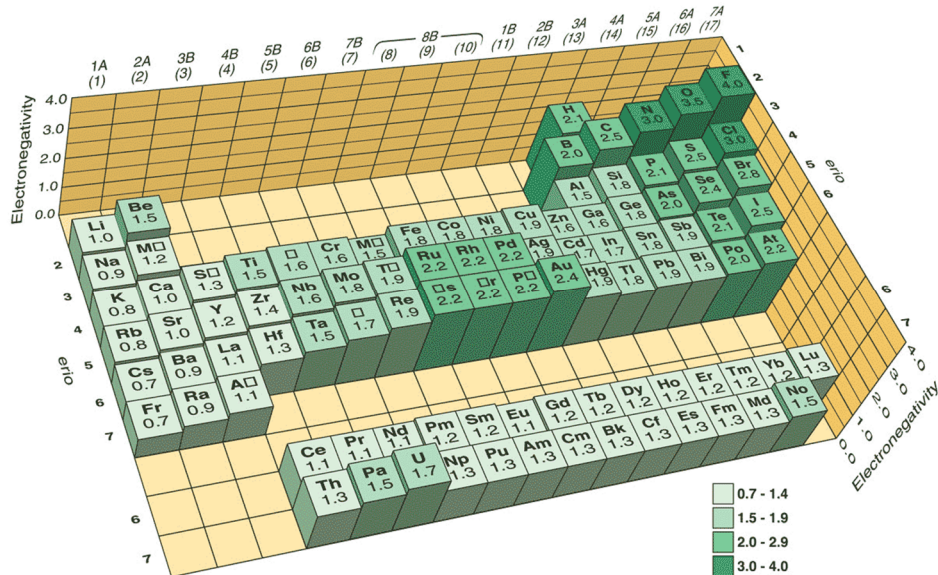
1) สภาพไฟฟ้าลบ

ค่าสภาพไฟฟ้าลบ หรือค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี (electronegativity) เรียกว่า “ค่า EN” คือค่าแสดงความสามารถของอะตอมในการดึงอิเล็กตรอนเข้าหาตัวเอง

อำนาจในการดึงอิเล็กตรอนอาจเป็นได้ทั้งแบบสมบูรณ์ (complete transfer) คืออิเล็กตรอนถูกดึงไปยังอะตอมที่มีค่า EN สูงกว่าอย่างสิ้นเชิง (พันธะไอออนิก) หรือเป็นการดึงแบบบางส่วน (partial transfer) ซึ่งความหนาแน่นของอิเล็กตรอนจะอยู่บริเวณอะตอมที่มีค่า EN สูงกว่า (พันธะโคเวเลนต์)

อะตอมที่มีค่า EN สูง แสดงว่าอะตอมนั้นดึงอิเล็กตรอนเข้าหาตัวเองได้ดี เรียกว่า พวกที่ชอบอิเล็กตรอน (อิเล็กโตรไฟล์, electrophile) ส่วนอะตอมที่มีค่า EN ต่ำ แสดงว่าความสามารถในการดึงอิเล็กตรอนน้อย อาจเรียกได้ว่า พวกชอบให้อิเล็กตรอน (นิวคลีโอไฟล์, nucleophile)

ตารางเปรียบเทียบค่า EN ที่นิยมใช้มากที่สุดคือ ตารางของพอลิง (Linus Carl Pauling) นักเคมีรางวัลโนเบลสาขาเคมี ในปี ค.ศ.1954 โดยคำนวณค่า EN จากพลังงานพันธะ แล้วได้กำหนดมาตราส่วนเปรียบเทียบค่า EN ของอะตอมต่าง ๆ เพื่อแสดงแนวโน้มในการรับอิเล็กตรอนของธาตุ โดยกำหนดให้ F มีค่า EN สูงที่สุดคือเท่ากับ 4.0 และ Fr มีค่า EN ต่ำสุดคือเท่ากับ 0.7 แสดงในภาพที่ 3.16



ภาพที่ 3.16 แนวโน้มค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของพอลิง
ที่มา: Silberberg. Principle of General Chemistry. 2013. p294

2) แนวโน้มของค่า EN

2.1) ธาตุในหมู่เดียวกัน แนวโน้มของค่า EN ลดจากข้างบนลงมาข้างล่าง เนื่องจากอะตอมมีขนาดใหญ่ขึ้น ความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนลดน้อยลงไป

2.2) ธาตุในคาบเดียวกัน ค่า EN เพิ่มขึ้นจากทางซ้ายไปทางขวา เนื่องจากรัศมีของอะตอมลดลง ประจวบกับที่นิวเคลียสเพิ่มขึ้นตามเลขอะตอม นิวเคลียสของอะตอมเล็กดึงดูดอิเล็กตรอนได้ดีกว่าอะตอมใหญ่ ประกอบกับประจวบกับที่นิวเคลียสเพิ่มขึ้นด้วย

2.3) ธาตุหมู่ 7A (แฮโลเจน) มีค่า EN สูง ส่วนธาตุหมู่ 1A และ 2A มีค่า EN ต่ำ โดยที่ Cs และ Fr ซึ่งเป็นธาตุกัมมันตรังสีหายาก มีค่าต่ำที่สุด

2.4) พวกธาตุแทรนซิชันมีค่า EN ใกล้เคียงกัน

2.5) พวกแก๊สมีสกุลมีค่า EN ไม่นั่นอน

3) ประโยชน์ของค่า EN

ค่า EN สามารถบอกการเคลื่อนย้ายอิเล็กตรอนของอะตอมเมื่อเกิดพันธะไอออนิก ดังภาพที่ 3.17(ก) และบอกความหนาแน่นของอิเล็กตรอน หรือแนวโน้มโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนอยู่บริเวณรอบอะตอมใดอะตอมหนึ่งเมื่อเกิดพันธะโคเวเลนต์ ดังภาพที่ 3.17(ข) เช่นโมเลกุล HCl มีพันธะระหว่าง H และ Cl โดย H (EN=2.1) และ Cl (EN=3.0) ต่างใช้อิเล็กตรอนร่วมกันหนึ่งคู่ในการสร้างพันธะ เมื่อ

1) อะตอมของธาตุในสภาวะอิสระ กำหนดให้ค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับ 0 ไม่ว่าธาตุนั้นจะอยู่ในรูปที่เป็นอะตอมเดี่ยวหรือหลายอะตอม เช่น Zn, Ag, Hg, Cl₂, H₂ และ P₄S₈ มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ 0

2) ไอออนที่มีอะตอมเดี่ยว มีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับประจุของไอออนนั้น เช่น

Al^{3+} มีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับ +3

S^{2-} มีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับ -2

Cl^- มีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับ -1

3) อะตอมที่มีเลขออกซิเดชันคงที่เสมอ

โลหะแอลคาไล (หมู่ 1A) ทุกธาตุ มีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับ +1

โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท (หมู่ 2A) ทุกธาตุ มีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับ +2

ธาตุ F ทุกสารประกอบ มีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับ -1

4) อะตอม O ในสารประกอบส่วนใหญ่มีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับ -2 ยกเว้น

(1) กรณีของสารประกอบเปอร์ออกไซด์ เช่น H_2O_2 และ Na_2O_2 มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ -1

(2) ในสารประกอบประเภทซูเปอร์ออกไซด์ เช่น KO_2 มีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับ $-\frac{1}{2}$

(3) O อาจมีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับ +2 เช่น ในสารประกอบ OF_2

5) อะตอม H ในสารประกอบส่วนมากมีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับ +1

ยกเว้น ในสารประกอบพอกไฮไดรด์ เช่น LiAlH_4 , NaBH_4 มีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับ -1

6) ผลรวมของเลขออกซิเดชันของอะตอมทั้งหมดในสูตรเคมีใด ๆ จะมีค่าเท่ากับ 0 หรือเท่ากับประจุของสูตรเคมี เช่น

ผลรวมของค่าเลขออกซิเดชันของ H_2SO_4 มีค่าเท่ากับ 0

ผลรวมของค่าเลขออกซิเดชันของ MnO_4^- มีค่าเท่ากับ -1

เลขออกซิเดชันอาจไม่ได้แสดงแนวโน้มตามฟังก์ชันพีริออดิกได้อย่างชัดเจน เนื่องจากค่าประจุของธาตุจะขึ้นกับจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน และประกอบกับแนวโน้มของค่า IE, EA และ EN ของธาตุนั้น ๆ เลขออกซิเดชันที่เป็นไปได้ของธาตุแสดงในภาพที่ 3.19

H +1																	He
Li +1	Be +2											B +3	C +4 +2 -4	N +5 +4 +3 +2 +1 -3	O -2	F -1	Ne
Na +1	Mg +2											Al +3	Si +4	P +5 +3 -3	S +6 +4 +2 -2	Cl +7 +5 +3 +1 -1	Ar
K +1	Ca +2	Sc +3	Ti +4 +3	V +5 +4 +3 +2	Cr +6 +3 +2	Mn +7 +4 +3 +2	Fe +3 +2	Co +3 +2	Ni +2	Cu +2 +1	Zn +2	Ga +3 +1	Ge +4 +2	As +5 +3 -3	Se +6 +4 -2	Br +7 +5 +3 +1 -1	Kr
Rb +1	Sr +2	Y +3	Zr +4 +3	Nb +5 +4	Mo +6 +4 +3	Tc +7 +6 +4	Ru +8 +6 +4 +3	Rh +4 +3 +2	Pd +4 +2	Ag +1	Cd +2	In +3	Sn +4 +2	Sb +5 +3 +3	Te +6 +4 -2	I +7 +5 +3 +1 -1	Xe

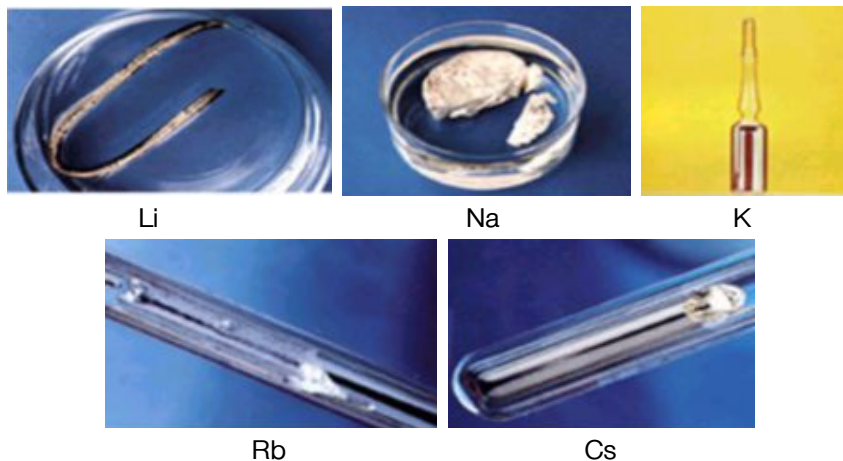
ภาพที่ 3.19 ค่าเลขออกซิเดชัน

ที่มา: ดัดแปลงจาก โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์ มูลนิธิ สวอน. 2547. หน้า 122

1.4) มีค่า IE_1 ต่ำ จึงเกิดเป็นแคตไอออนได้ง่าย (ประจุ +1 เท่านั้น)

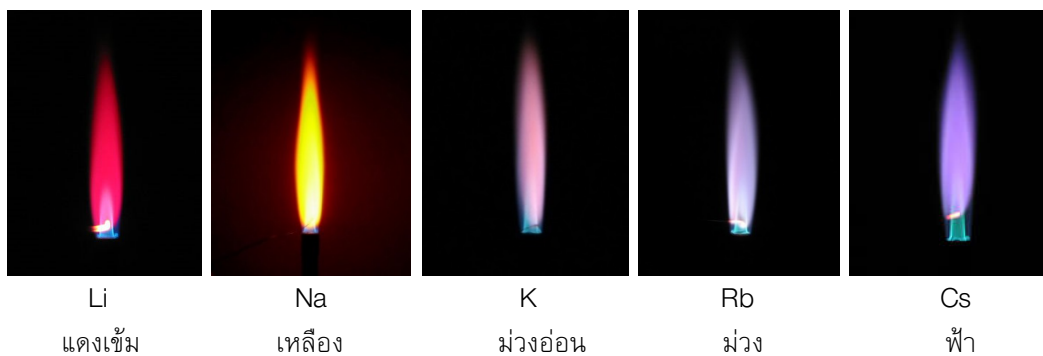
1.5) นำไฟฟ้าและความร้อนได้ดีทุกทิศทาง เนื่องจากการเคลื่อนที่ของเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่เกิดจากพันธะโลหะ

1.6) โลหะแอลคาไลเมื่อเผาในเปลวไฟจะให้สีต่างๆ เป็นสีเฉพาะ ดังภาพที่ 3.22



ภาพที่ 3.21 ลักษณะของธาตุหมู่ 1A

ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p351



ภาพที่ 3.22 ลักษณะสีเปลวไฟของธาตุหมู่ 1A

ตารางที่ 3.10 สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 1A

สมบัติ	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
เลขอะตอม	3	11	19	37	55	87
มวลอะตอม	6.95	23.0	39.1	85.5	132.9	223.0
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	[He]2s ¹	[Ne]3s ¹	[Ar]4s ¹	[Kr]5s ¹	[Xe]6s ¹	[Rn]7s ¹
รัศมีอะตอม (pm)	167	190	243	265	298	-
รัศมีไอออน (pm)	76	102	138	152	167	-
ค่า IE ₁ (kJ/mol)	520	496	419	403	376	393
ค่า IE ₂ (kJ/mol)	7,298	4,562	3,052	2,633	2,233	-
ค่า EA (kJ/mol)	-59.6	-52.9	-48.4	-46.9	-45.5	-
ค่า EN (kJ/mol)	1.0	0.9	0.8	0.8	0.7	0.7
ความหนาแน่น (g/cm ³)	0.53	0.97	0.89	1.53	1.93	-
จุดหลอมเหลว (°C)	180.5	97.8	63.5	39.3	28.5	27
จุดเดือด (°C)	1,342	883	759	688	671	-
ค่าการนำไฟฟ้า	18.6	37.9	25.9	12.7	8.0	-
ความแข็ง	0.6	0.4	0.5	0.3	0.2	-
E ⁰ (V)	-3.04	-2.71	-2.93	-2.98	-3.03	-
สีเปลวไฟ	แดงเข้ม	เหลือง	ม่วงอ่อน	ม่วง	ฟ้า	-

ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

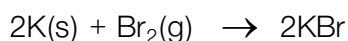
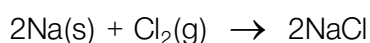
2) สมบัติทางเคมี

สมบัติทางเคมีของโลหะแอลคาไลพิจารณาได้จากค่า IE ที่ต่ำสุดในคาบเดียวกัน เพราะเป็นการสูญเสียเวเลนซ์อิเล็กตรอนในออร์บิทัล-ns¹ เกิดเป็นแคตไอออนได้ง่าย ดังนั้นโลหะแอลคาไลจึงมีความว่องไวในการเกิดปฏิกิริยาเคมีมาก การเก็บโลหะแอลคาไลต้องเก็บไว้ในที่ไม่ให้ถูกความชื้นหรืออากาศ เช่น ต้องเก็บไว้ในน้ำมันก๊าด หรือน้ำมันพาราฟิน หรือภาชนะสุญญากาศ

ปฏิกิริยาของโลหะแอลคาไล เมื่อสมมติ M แทนธาตุหมู่ 1A ปฏิกิริยาเคมีพอสรุปเป็นตัวอย่างดังนี้

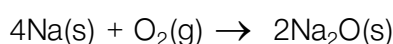
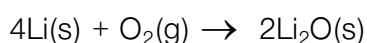
2.1) ธาตุหมู่ 1A ทำปฏิกิริยากับธาตุแฮโลเจน (7A) ได้ทุกธาตุ

ปฏิกิริยาทั่วไป $2M(s) + X_2(g) \rightarrow 2MX(s)$



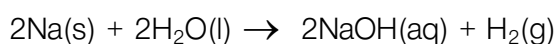
2.2) ธาตุหมู่ 1A ทำปฏิกิริยากับแก๊สออกซิเจนเกิดเป็นสารประกอบออกไซด์

ปฏิกิริยาทั่วไป $4M(s) + O_2(g) \rightarrow 2M_2O(s)$



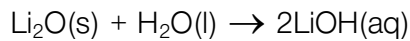
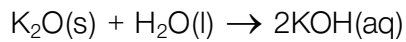
2.3) ทำปฏิกิริยาที่รุนแรงกับน้ำที่อุณหภูมิห้อง (เกิดเบส กับแก๊ส H₂)

ปฏิกิริยาทั่วไป $2M(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2MOH(aq) + H_2(g)$



2.4) ออกไซด์ของธาตุหมู่ 1A ทำปฏิกิริยากับ H_2O ได้สารละลายเป็นเบส และค่าความเป็นเบสเพิ่มขึ้นตามสมบัติความเป็นโลหะของธาตุ คือธาตุที่มีสมบัติความเป็นโลหะมากจะได้สารประกอบที่มีสมบัติเป็นเบสที่แรง

ปฏิกิริยาทั่วไป $M_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2MOH(aq)$



สมบัติความเป็นเบสของธาตุหมู่ 1A เรียงลำดับความแรงจากมากไปน้อยได้ดังนี้ $CsOH > RbOH > KOH > NaOH > LiOH$

2.5) สารประกอบของธาตุหมู่ 1A มีสมบัติการละลายน้ำได้ดีและจะแตกตัวให้แคตไอออนและแอนไอออน สารละลายนำไฟฟ้าได้

2.6) ธาตุหมู่ 1A เป็นตัวรีดิวซ์ที่ดี (หรือให้อิเล็กตรอนได้ง่าย)

2.7) ธาตุหมู่ 1A ไม่พบเป็นธาตุอิสระในธรรมชาติ แต่จะพบในรูปของสารประกอบ เช่น $NaCl$ และ KI เป็นต้น

ตารางที่ 3.11 สารประกอบของธาตุหมู่ 1A และการนำไปใช้ประโยชน์

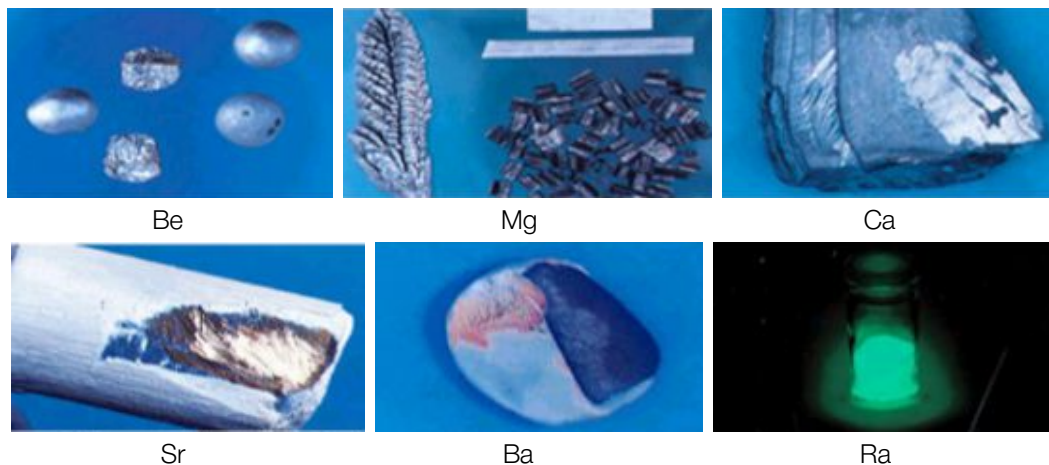
สูตรเคมี	ชื่อทางเคมี	ชื่อสามัญ/ ชื่อทางการค้า	ประโยชน์
$NaOH$	โซเดียมไฮดรอกไซด์	โซดาไฟ	ใช้ในอุตสาหกรรมทำสบู่ ผงซักฟอก และสารฟอกขาว
$NaHCO_3$	โซเดียมไฮโดรเจนคาร์บอเนต	โซดาทำขนม	ทำให้ขนมฟู เนื่องจากเกิดการสลายให้แก๊ส CO_2 เมื่อได้รับความร้อน ดังสมการ $2NaHCO_3(s) \rightarrow Na_2CO_3(l) + CO_2(g)$
Na_2CO_3	โซเดียมคาร์บอเนต	โซดาซักผ้า หรือโซดาแอช	ใช้ในอุตสาหกรรมทำแก้ว ผงซักฟอก ปิโตรเคมี แก้วน้ำกระด้าง ดังสมการ $Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightarrow CaCO_3(s)$
$KMnO_4$	โพแทสเซียมเปอร์แมงกาเนต	ด่างทับทิม	ใช้ฆ่าเชื้อจุลินทรีย์ ใช้ล้างผักสด
$NaCl$	โซเดียมคลอไรด์	เกลือแกง	ใช้เป็นวัตถุดิบในการผลิตโซดาไฟ โซดาแอช และแก๊สคลอรีน

ธาตุหมู่ 2A

ประกอบด้วย เบริลเลียม (beryllium, Be) แมกนีเซียม (magnesium, Mg) แคลเซียม (calcium, Ca) สตรอนเชียม (strontium, Sr) แบเรียม (barium, Ba) และเรเดียม (radium, Ra) ดังภาพที่ 3.23 ธาตุในหมู่ 2A มีชื่อเรียกเฉพาะคือ โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท (alkaline earth) เนื่องจากสารประกอบออกไซด์ของธาตุหมู่นี้มีสมบัติเป็นเบส และสามารถหลอมละลายได้ที่อุณหภูมิสูง

1) สมบัติทางกายภาพ

- 1.1) เป็นธาตุที่ว่องไวต่อการเกิดปฏิกิริยา แต่น้อยกว่าธาตุหมู่ 1A
- 1.2) มีความหนาแน่นสูง จุดหลอมเหลวสูงและแข็งกว่าธาตุหมู่ 1A มาก
- 1.3) สามารถทุบม้วนได้ มีความเป็นมันเงา
- 1.4) สามารถนำไฟฟ้าได้ดี
- 1.5) มีค่า IE_1 และ IE_2 ต่ำ เนื่องจากโลหะแอลคาไลน์เอิร์ทการสูญเสียอิเล็กตรอนระดับพลังงานสุดท้ายเพื่อเกิดเป็นไอออน M^{2+} ได้ง่าย (เมื่อ M แทนธาตุหมู่ 2A)
- 1.6) Be และ Mg ไม่แสดงสีในเปลวไฟ ส่วนโลหะ Ca, Sr และ Ba เกิดสีในเปลวไฟ ดังภาพที่ 3.24



ภาพที่ 3.23 ลักษณะของธาตุหมู่ 2A

ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p352



ภาพที่ 3.24 ลักษณะสีเปลวไฟของโลหะ Ca, Sr และ Ba

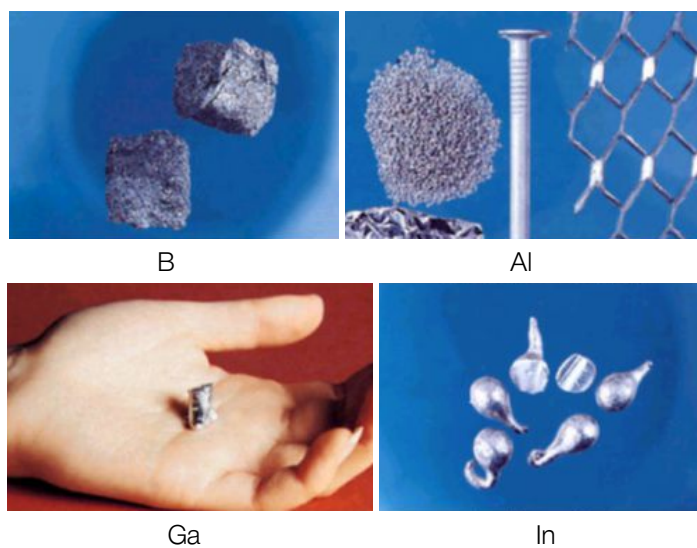
ตารางที่ 3.12 สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 2A

สมบัติ	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
เลขอะตอม	4	12	20	38	56	88
มวลอะตอม	9.00	24.3	40.1	87.6	137.3	226.0
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	[He]2s ²	[Ne]3s	[Ar]4s ²	[Kr]5s ²	[Xe]6s ²	[Rn]7s ²
รัศมีอะตอม (pm)	112	145	194	219	253	-
รัศมีไอออน (pm)	45	72	100	118	135	-
ค่า IE ₁ (kJ/mol)	899	738	590	549	503	-
ค่า IE ₂ (kJ/mol)	1,757	1,451	1,145	1,064	965	-
ค่า EA (kJ/mol)	+241	+230	+156	+156	+152	-
ค่า EN (kJ/mol)	1.5	1.2	1.0	1.0	0.9	0.9
ความหนาแน่น (g/cm ³)	1.85	1.74	1.55	2.64	3.62	~5
จุดหลอมเหลว (°C)	1,278	650	842	777	727	700
จุดเดือด (°C)	2,471	1,090	1,484	1,382	1,897	-
ค่าการนำไฟฟ้า	40	36	46	6.9	3.2	-
ความแข็ง	5	2.0	1.5	1.8	2	-
E ⁰ (V)	-1.85	2.37	-2.87	-2.90	-2.91	-2.8
สีของเปลวไฟ	-	-	ส้ม	แดงเข้ม	เขียว	-

ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

ธาตุหมู่ 3A

ประกอบด้วยธาตุโบรอน (boron, B) อะลูมิเนียม (aluminium, Al) แกลเลียม (gallium, Ga) อินเดียม (indium, In) และแทลเลียม (thallium, Tl) ดังภาพที่ 3.25



ภาพที่ 3.25 ลักษณะของธาตุหมู่ 3A

ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p353

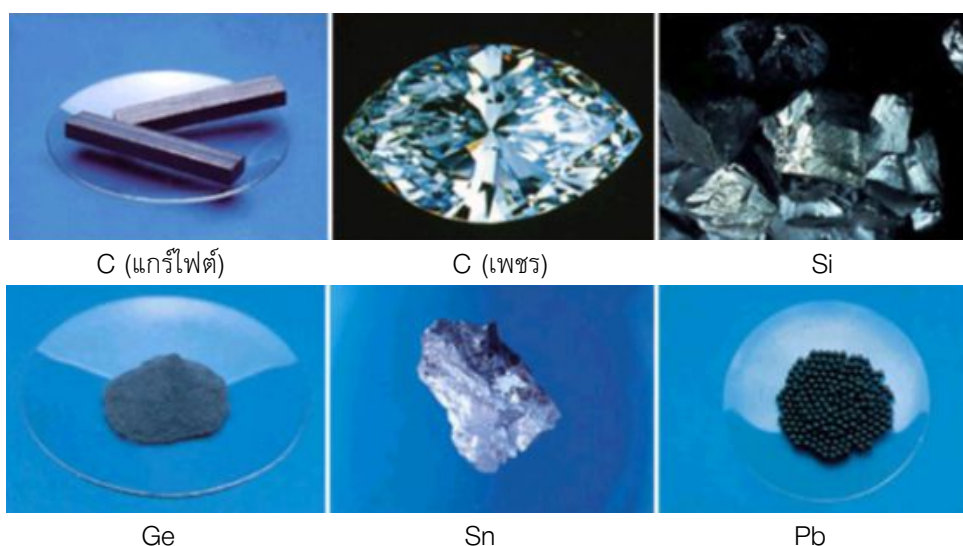
ตารางที่ 3.13 สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 3A

สมบัติ	B	Al	Ga	In	Tl
เลขอะตอม	5	13	31	49	81
มวลอะตอม	10.8	27.0	69.7	114.8	204.4
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	[He]2s ² 2p ¹	[Ne]3s ² 3p ¹	[Ar]4s ² 4p ¹	[Kr]5s ² 5p ¹	[Xe]6s ² 6p ¹
รัศมีอะตอม (pm)	87	118	136	156	156
รัศมีไอออน (pm)	-	54	62	80	150
ค่า IE ₁ (kJ/mol)	800	577	579	558	589
ค่า EA (kJ/mol)	-26.7	-42.5	-28.9	-28.9	-19.3
ค่า EN (kJ/mol)	2.0	1.5	1.6	1.7	1.8
ความหนาแน่น (g/cm ³)	2.35	2.70	5.91	7.31	11.85
จุดหลอมเหลว (°C)	2,180	660	29.8	157	304
จุดเดือด (°C)	~3,650	2,467	2,403	2,080	1,457
ค่าการนำไฟฟ้า	9x10 ⁻¹¹	59.9	5.9	19.0	8.8

ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

ธาตุหมู่ 4A

ประกอบด้วยธาตุคาร์บอน (carbon, C) ซิลิคอน (silicon, Si) เจอร์เมเนียม (germanium, Ge) ดีบุก (tin, Sn) และตะกั่ว (lead, Pb) ดังภาพที่ 3.26



ภาพที่ 3.26 ลักษณะของธาตุหมู่ 4A

ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p354

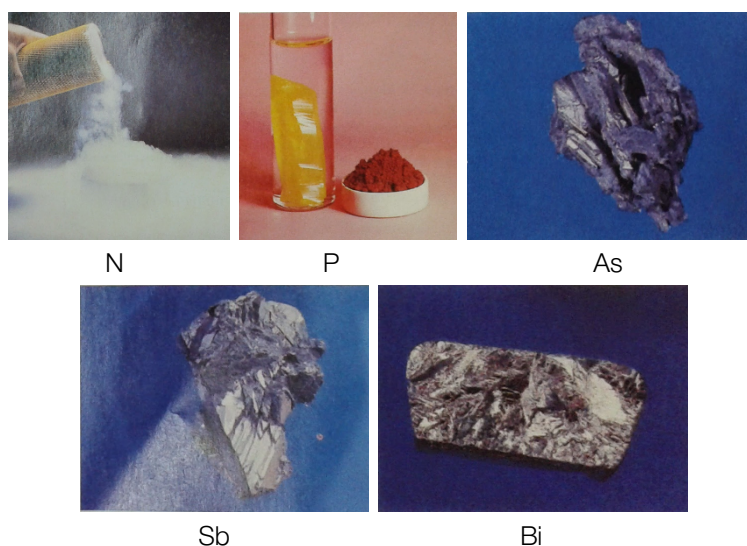
ตารางที่ 3.14 สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 4A

สมบัติ	C	Si	Ge	Sn	Pb
เลขอะตอม	6	14	32	50	82
มวลอะตอม	12.0	28.0	72.6	118.7	207.2
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	[He]2s ² 2p ⁴	[Ne]3s ² 3p ⁴	[Ar]4s ² 4p ⁴	[Kr]5s ² 5p ⁴	[Xe]6s ² 6p ⁴
รัศมีอะตอม (pm)	67	111	125	145	154
รัศมีไอออน (pm)	-	-	-	118	119
ค่า IE ₁ (kJ/mol)	1,086	786	761	708	715
ค่า EA (kJ/mol)	-122	-134	-119	-107	-35.1
ค่า EN (kJ/mol)	2.5	1.8	1.8	1.8	1.9
ความหนาแน่น (g/cm ³)	2.27	2.34	5.32	7.26	11.34
จุดหลอมเหลว (°C)	4,100	1,420	945	232	327
จุดเดือด (°C)	ไม่เสถียร	3,280	2,850	2,623	1,751

ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

ธาตุหมู่ 5A

ประกอบด้วยธาตุไนโตรเจน (nitrogen, N) ฟอสฟอรัส (phosphorus, P) สารหนู (arsenic, As) พลวง (antimony, Sb) และบิสมัท (bismuth, Bi) ดังภาพที่ 3.27



ภาพที่ 3.27 ลักษณะของธาตุหมู่ 5A

ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p355

ตารางที่ 3.15 สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 5A

สมบัติ	N	P	As	Sb	Bi
เลขอะตอม	7	15	33	51	83
มวลอะตอม	14.0	31.0	74.9	121.8	209.0
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	[He]2s ² 2p ³	[Ne]3s ² 3p ³	[Ar]4s ² 4p ³	[Kr]5s ² 5p ³	[Xe]6s ² 6p ³
รัศมีอะตอม (pm)	56	98	114	133	143
รัศมีไอออน (pm)	146	212	-	-	103
ค่า IE ₁ (kJ/mol)	1,402	1,012	947	834	703
ค่า EA (kJ/mol)	0	-72.0	-78.2	-103	-91.3
ค่า EN (kJ/mol)	3.0	2.1	2.0	1.9	1.9
ความหนาแน่น (g/cm ³)	0.879	1.82	5.78	6.70	9.81
จุดหลอมเหลว (°C)	-210	44.1	816	631	327
จุดเดือด (°C)	-196	280	615	1,587	1,564

ธาตุหมู่ 6A

ประกอบด้วย ธาตุออกซิเจน (oxygen, O) กำมะถัน (sulphur, S) ซีลีเนียม (selenium, Se) เทลลูเรียม (tellurium, Te) และพอลโลเนียม (polonium, Po) ดังภาพที่ 3.28

ธาตุกำมะถัน ซีลีเนียม และเทลลูเรียม มีชื่อเรียกว่า ซัลโคเจน (chalcogen)



S

Se

Te

ภาพที่ 3.28 ลักษณะของธาตุหมู่ 6A

ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p356

ตารางที่ 3.16 สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 6A

สมบัติ	O	S	Se	Te	Po
เลขอะตอม	8	16	34	52	84
มวลอะตอม	16.0	32.0	78.9	127.6	209.9
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	[He]2s ² 2p ⁴	[Ne]3s ² 3p ⁴	[Ar]4s ² 4p ⁴	[Kr]5s ² 2p ⁴	[Xe]6s ² 6p ⁴
รัศมีอะตอม (pm)	48	88	103	123	135
รัศมีไอออน (pm)	140	184	198	221	-
ค่า IE ₁ (kJ/mol)	1,314	999	941	869	812
ค่า EA (kJ/mol)	-141	-200	-195	-190	-
ค่า EN (kJ/mol)	3.5	2.5	2.4	2.1	2.0
ความหนาแน่น (g/cm ³)	1.43*	1.86	4.82	6.24	9.20
จุดหลอมเหลว (°C)	-218	115	221	450	254
จุดเดือด (°C)	-183	445	685	990	962
ค่าการนำไฟฟ้า	-118	-34.0	59.5	185	-
สถานะปกติ	แก๊ส	ของแข็ง	ของแข็ง	ของแข็ง	ของแข็ง

* g/L

ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

ธาตุหมู่ 7A

ประกอบด้วยธาตุฟลูออรีน (fluorine, F) คลอรีน (chlorine, Cl) โบรมีน (bromine, Br) ไอโอดีน (iodine, I) และแอสทาทีน (astatine, At) ดังภาพที่ 3.29

ชื่อเรียกธาตุในหมู่ 7A ว่า แฮโลเจน (halogen) มาจากภาษากรีก halos และ gennao หมายความว่า ตัวทำให้เกิดเกลือ (salt forming)

ธาตุแอสทาทีนพบได้น้อยมากและเป็นธาตุกัมมันตรังสี ทุกไอโซโทปมีอายุสั้น ดังนั้นสมบัติบางประการยังไม่สามารถพิสูจน์ได้อย่างชัดเจน



ภาพที่ 3.29 ลักษณะของธาตุหมู่ 7A

ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p356

ตารางที่ 3.17 สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 7A

สมบัติ	F	Cl	Br	I	At
เลขอะตอม	9	17	35	53	85
มวลอะตอม	19.0	35.5	80.0	126.9	210.0
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	[He]2s ² 2p ⁵	[Ne]3s ² 3p ⁵	[Ar]4s ² 4p ⁵	[Kr]5s ² 5p ⁵	[Xe]6s ² 6p ⁵
รัศมีอะตอม (pm)	42	79	94	115	127
รัศมีไอออน (pm)	133	181	196	220	-
ค่า IE ₁ (kJ/mol)	1,681	1,256	1,143	1,009	926
ค่า EA (kJ/mol)	-328	-349	-325	-295	-270
ค่า EN (kJ/mol)	4.0	3.0	2.8	2.5	2.2
ความหนาแน่น (g/cm ³)	1.69*	3.12*	3.12	4.94	-
จุดหลอมเหลว (°C)	-220	-102	-7.3	114	-
ค่าการนำไฟฟ้า	-118	-34.0	59.5	185	-
E ⁰ (V)	2.87	1.36	1.07	0.54	-
สถานะปกติ	แก๊ส	แก๊ส	ของเหลว	ของแข็ง	-

* g/L

ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

1) สมบัติทั่วไปของธาตุแฮโลเจน

1.1) ธาตุแฮโลเจนมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 7

 1.2) ธาตุแฮโลเจนทุกตัวอยู่ในสภาพโมเลกุลอะตอมคู่ (diatomic molecule) ได้ทั้งสถานะของแข็ง ของเหลวและแก๊ส โดยยึดเหนี่ยวกันด้วยพันธะโควาเลนต์ และทุกตัวเป็นสารพิษ เช่น F₂ เป็นแก๊สสีเหลืองอ่อน, Cl₂ แก๊สสีเขียวอ่อน, Br₂ เป็นของเหลวสีน้ำตาลแดง และ I₂ เป็นของแข็งสีม่วง

1.3) ไม่นำความร้อนและไม่นำไฟฟ้า

1.4) มีจุดหลอมเหลวและจุดเดือดต่ำ

1.5) มีค่า EA เป็นลบมาก จึงมีสมบัติชอบรับอิเล็กตรอนได้ดี (เกิดเป็นแอนไอออนได้ง่าย)

1.6) มีค่า EN สูง

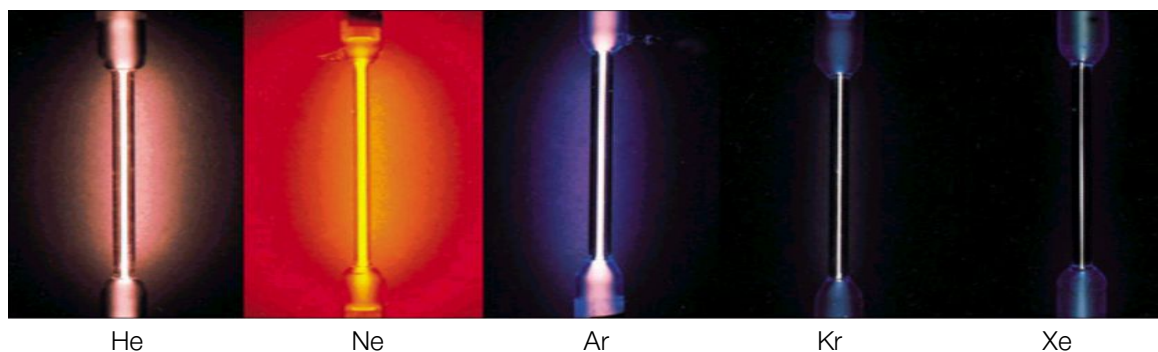
2) ประโยชน์ของธาตุหมู่ 7A

 Cl₂ นิยมใช้เติมในการผลิตน้ำสะอาดและเติมในสระว่ายน้ำ เนื่องจาก HOCl ที่เกิดขึ้นสามารถฆ่าเชื้อโรคได้

ธาตุหมู่ 8A

ประกอบด้วยฮีเลียม (helium, He), นีออน (neon, Ne), อาร์กอน (argon, Ar), คริปทอน (krypton, Kr), ซีโนน (xenon, Xe) และเรดอน (radon, Rn) ดังภาพที่ 3.30

ชื่อเรียกธาตุในหมู่นี้ว่า แก๊สมีสกุล (noble gas) หรือแก๊สเฉื่อย (inert gas)



ภาพที่ 3.30 ลักษณะของธาตุหมู่ 8A

ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p357

ตารางที่ 3.18 สมบัติบางประการของแก๊สมีสกุล

สมบัติ	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
เลขอะตอม	2	10	18	36	54	86
มวลอะตอม	4.00	20.0	40.0	83.8	131.3	222.0
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	1s ²	2s ² 2p ⁶	3s ² 3p ⁶	4s ² 4p ⁶	5s ² 5p ⁶	6s ² 6p ⁶
รัศมีอะตอม (pm)	31	38	71	88	108	120
ค่า IE ₁ (kJ/mol)	2,372	2,080	1,520	1,351	1,170	1,037
ค่า EA (kJ/mol)	+21	+29	+34	+39	+40	+41
ค่า EN (kJ/mol)	-	-	-	3.0	2.6	-
ความหนาแน่นที่ STP (g/cm ³)	0.178	0.900	1.78	3.75	5.90	9.73
จุดหลอมเหลว (°C)	-	-249	-189	-157	-112	-71
จุดเดือด (°C)	-269	-246	-186	-153	-108	-62

ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

ธาตุ	ประโยชน์
He	- เป็นแก๊สที่มีมวลโมเลกุลน้อยและไม่ติดไฟ ใช้บรรจุบอลลูนแทนแก๊สไฮโดรเจน - ใช้ผสมกับแก๊สออกซิเจนด้วยอัตราส่วน 4 ต่อ 1 โดยปริมาตร เพื่อใช้ในการหายใจสำหรับนักประดาน้ำ - ฮีเลียมเหลวใช้เป็นสารหล่อเย็น - ฮีเลียมเป็นแก๊สที่เตรียมได้ยากและมีราคาแพง
Ar	- ใช้เป็นแก๊สบรรจุในหลอดไฟฟ้าเพื่อรักษาสภาพไส้หลอดให้มีอายุการใช้งานนานขึ้น เพราะอาร์กอนไม่ทำปฏิกิริยากับไส้หลอดขณะที่ร้อน - ใช้บรรจุในหลอดไฟโฆษณา โดยบรรจุในหลอดแก้วเล็ก ๆ ภายใต้อากาศดันต่ำ เมื่อผ่านกระแสไฟฟ้าศักย์สูงเข้าไปจะได้แสงสีม่วงน้ำเงิน - ใช้อาร์กอนในอุตสาหกรรมการเชื่อมโลหะ
Ne	- ใช้บรรจุในหลอดไฟโฆษณา โดยให้สีแสงไฟเป็นสีส้มหรือสีส้มแดง
Kr	- ไม่ค่อยได้ใช้ประโยชน์มากนัก โดย Kr ใช้ในหลอดไฟแฟลช สำหรับถ่ายภาพความเร็วสูง
Xe	- ใช้เป็นยาสลบ แต่ราคาแพงมาก
Rn	- เป็นธาตุกัมมันตรังสี ใช้รักษาโรคมะเร็ง

3.2.2 อโลหะและกึ่งโลหะ

ธาตุโลหะ (non-metal) อยู่ทางขวาของเส้นขั้นบันไดในตารางธาตุ คือบางธาตุในหมู่ 3A, 4A, 5A, 6A และทุกธาตุในหมู่ 7A ดังภาพที่ 3.31

ธาตุกึ่งโลหะ (metalloids) จะอยู่ติดเส้นขั้นบันไดซึ่งอยู่ระหว่างโลหะกับอโลหะ ได้แก่ โบรอน (B), ซิลิคอน (Si), เจอร์เมเนียม (Ge), สารหนู (As), พลวง (Sb), เทลลูเรียม (Te), พอลโลเนียม (Po) และ แอสทาทีน (At)

[illegible]

ภาพที่ 3.31 ตำแหน่งธาตุอโลหะและกึ่งโลหะในตารางธาตุ

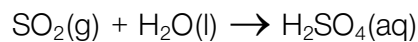
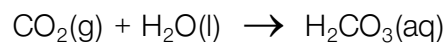
1) สมบัติของธาตุโลหะ

- 1.1) ไม่นำไฟฟ้า ไม่นำความร้อน (ยกเว้นแกรไฟต์)
- 1.2) เนื้อเปราะแตกหักง่าย ไม่สามารถตีให้เป็นแผ่นบางหรือทำเป็นเส้นได้

1.3) ส่วนใหญ่มีสถานะเป็นของเหลวหรือแก๊ส

1.4) ไม่มีลักษณะมันวาว

1.5) ธาตุโลหะเกิดสารประกอบออกไซด์ที่มีสมบัติเป็นกรด เช่น CO_2 และ SO_3



1.6) ธาตุโลหะชอบรับอิเล็กตรอนจากโลหะเกิดเป็นสารประกอบไอออนิก เช่น NaCl , MgO , BaCl_2 และ NaF

1.7) ธาตุโลหะรวมตัวกันเองโดยใช้อิเล็กตรอนร่วมกันเกิดเป็นโมเลกุลโคเวเลนต์ เช่น Cl_2 , F_2 และ O_2 หรือรวมตัวกับอโลหะต่างชนิดกัน เช่น Cl-F และ O=C=O

1.8) ธาตุโลหะมีค่า IE, ค่า EN และค่า EA สูง

1.9) ธาตุโลหะมีเลขออกซิเดชันเป็นลบโดยส่วนใหญ่ เช่นธาตุหมู่ 7A มีเลขออกซิเดชันเป็น -1 และหมู่ 6A (O, S) โดยทั่วไปมีเลขออกซิเดชันเป็น -2 แต่บางสภาวะ อโลหะมีเลขออกซิเดชันเป็นบวกได้

2) สมบัติของธาตุกึ่งโลหะ

2.1) มีสมบัติอยู่ระหว่างสมบัติของโลหะและอโลหะ เช่น มีค่า EN และค่า IE ปานกลาง

2.2) ธาตุกึ่งโลหะเป็นเซมิคอนดักเตอร์ (semiconductor) คือสามารถนำไฟฟ้าได้น้อย แต่ดีกว่าโลหะ สมบัติการนำไฟฟ้าดีขึ้นเมื่ออุณหภูมิเพิ่มขึ้น

2.3) ประโยชน์ใช้ทำไดโอด (diode) และทรานซิสเตอร์ (transistor) ในอุตสาหกรรมไฟฟ้าและอิเล็กทรอนิกส์

2.4) เลขออกซิเดชันของธาตุกึ่งโลหะอาจมีค่าเป็นบวกหรือลบ

2.5) ธาตุกึ่งโลหะโดยทั่วไปเกิดสารประกอบกับอโลหะ เช่น SiO_2 , SbCl_3 และอาจเกิดสารประกอบกับโลหะได้ในบางกรณี ออกไซด์ของธาตุกึ่งโลหะมีสมบัติเป็นได้ทั้งกรดและเบส (amphoteric) แต่ที่แสดงสมบัติเป็นกรดมีมากกว่า และพฤติกรรมทางเคมีทั่วไปของธาตุกึ่งโลหะโน้มเอียงไปทางอโลหะมากกว่าโลหะ

ซิลิคอน (Si) เป็นธาตุกึ่งโลหะแบบเตตระวาเลนต์ ซิลิคอนทำปฏิกิริยาน้อยกว่าธาตุที่คล้ายกันคือคาร์บอน เป็นธาตุที่มีมากที่สุดในเปลือกโลกเป็นอันดับ 2 มีปริมาตร 25.7% โดยน้ำหนัก ปรากฏในดินเหนียว เฟลด์สปาร์ (feldspar) หินแกรนิต ควอตซ์ และทราย ส่วนใหญ่จะอยู่ในรูปของซิลิคอนไดออกไซด์ (หรือซิลิกา) และซิลิเกต (สารประกอบที่ประกอบจากซิลิคอน ออกซิเจน และ โลหะ) ซิลิคอน เป็นส่วนประกอบหลักของแก้ว ซีเมนต์ เซรามิก, อุปกรณ์สารกึ่งตัวนำ ส่วนใหญ่ และซิลิคอน (สารพลาสติกที่มักจะสับสนกับซิลิคอน) ซิลิคอนใช้เป็นสารกึ่งตัวนำอย่างแพร่หลาย

เจอร์เมเนียม (Ge) เป็นธาตุที่อยู่ระหว่างซิลิคอน (Si) และดีบุก (Sn) เป็นพวกเมทัลลอยด์สีเทาเงิน มีคุณสมบัติก้ำกึ่งระหว่างโลหะและอโลหะ คุณสมบัติที่เป็นสารกึ่งตัวนำของมัน ซึ่งมีคุณค่าสำคัญในงานอิเล็กทรอนิกส์ ปัจจุบันนี้มีการใช้สารอื่นๆ มากมายเพื่อผลิตสารกึ่งตัวนำ แต่เจอร์เมเนียมก็ยังคงมีความสำคัญเป็นอันดับต้นๆ ในการผลิตทรานซิสเตอร์ และอุปกรณ์อื่นๆ เช่น เรกตีไฟเออร์ และเซลล์แสงอาทิตย์

พลวง (Sb) มี 4 ัญญรูป ที่มีความเสถียรจะเป็นโลหะสีฟ้า พลวงที่มีสีเหลืองและดำจะเป็นอโลหะที่ไม่เสถียร พลวงใช้ประโยชน์ในการทำ สี เซรามิก สารเคลือบผิว โลหะผสม อิเล็กทรอนิกส์และยาง

พอลอเนียม (Po) เป็นธาตุกึ่งโลหะเรดิโอแอคทีฟ (radioactive metalloid) มีสมบัติทางเคมีคล้ายเทลลูเรียมและบิสมัท พบว่ามีอยู่ในแร่ยูเรเนียม กำลังศึกษาการใช้งานเกี่ยวกับความร้อนในยานอวกาศ ค้นพบโดย มารี กูรี

โลหะทรานซิชัน (transition) คือธาตุที่มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-nd (d-block) ไม่เต็ม หรือเมื่อกลายเป็นไอออนแล้วจะมีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-nd ไม่เต็ม โลหะทรานซิชันบรรจุไว้ตรงกลางระหว่างโลหะที่มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-ns (s-block) และธาตุที่อยู่ในออร์บิทัล-np (p-block) ดังภาพที่ 3.32 โลหะทรานซิชันที่รู้จักกันดี คือ เหล็ก (Fe), ทองแดง (Cu), สังกะสี (Zn), โครเมียม (Cr), นิกเกิล (Ni), ทองคำ (Au) และปรอท (Hg) โลหะทรานซิชันมีทั้งหมด 8 หมู่ แต่หมู่ 8 มีหมู่ย่อยอีก 3 หมู่ ดังนั้น โลหะทรานซิชันจึงมีธาตุต่าง ๆ รวม 10 หมู่ และมีทั้งหมด 4 คาบ

ภาพที่ 3.32 ตำแหน่งธาตุแทรนซิชันในตารางธาตุ

อนุกรมแทรนซิชันที่ 1 คือธาตุแทรนซิชันแถวแรก (คาบที่ 4 ของตารางธาตุ) ตั้งแต่ Sc ถึง Zn (เลขอะตอม 21 ถึง 30) ธาตุเหล่านี้มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-3d ไม่เต็ม ยกเว้น Zn

อนุกรมแทรนซิชันที่ 2 คือธาตุแทรนซิชันแถวที่ 2 (คาบที่ 5 ของตารางธาตุ) ตั้งแต่ธาตุ Y ถึง Cd (เลขอะตอม 39 ถึง 48) ธาตุเหล่านี้มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4d ไม่เต็ม ยกเว้น Cd

อนุกรมแทรนซิชันที่ 3 คือธาตุแทรนซิชันในแถวที่ 3 (คาบที่ 6 ของตารางธาตุ) ตั้งแต่ Lu ถึง Hg (เลขอะตอม 71 ถึง 80) ธาตุเหล่านี้มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-5d ไม่เต็ม ยกเว้น Hg

อนุกรมแทรนซิชันที่ 4 คือธาตุแทรนซิชันในแถวที่ 4 (คาบที่ 7 ของตารางธาตุ) ตั้งแต่ Lr ถึง Cn (เลขอะตอม 103 ถึง 116) ธาตุเหล่านี้มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-6d ไม่เต็ม ยกเว้น Cn

อนุกรมแลนทาไนด์ คือธาตุอินเนอร์แทรนซิชันตั้งแต่ธาตุ La ถึง Lu (เลขอะตอมตั้งแต่ 58 ถึง 71) ธาตุเหล่านี้มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4f ไม่เต็ม

อนุกรมแอกทิไนด์ คือ ธาตุอินเนอร์แทรนซิชันตั้งแต่ Ac ถึง Lr (เลขอะตอม 90 ถึง 103) ธาตุเหล่านี้มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-5f ไม่เต็ม

ธาตุแทรนซิชันเลขอะตอมตั้งแต่ 93 ถึง 112 เป็นธาตุที่สังเคราะห์ขึ้น (synthesis elements) บางธาตุเป็นกัมมันตรังสี เช่น Es, Am และ Pu

1) สมบัติทางกายภาพของโลหะแทรนซิชัน

1.1) โลหะแทรนซิชันทั้งหมดมีสมบัติเป็นของแข็ง ยกเว้นปรอท (Hg) ที่เป็นโลหะที่มีสถานะเป็นของเหลวที่อุณหภูมิห้อง

1.2) เป็นตัวนำความร้อนและไฟฟ้าที่ดี

1.3) สามารถทำให้เป็นเส้นและตีเป็นแผ่นได้

1.4) เป็นประกายวาว

1.5) จุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูง

1.6) ส่วนใหญ่มีสีเงิน ยกเว้น Au และ Cu

2) สมบัติทางเคมีของโลหะแทรนซิชัน

2.1) โลหะแทรนซิชันว่องไวต่อการเกิดปฏิกิริยาน้อยกว่าโลหะหมู่ 1A และหมู่ 2A

2.2) โลหะแทรนซิชันมีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า เช่น Fe มีเลขออกซิเดชันเป็น +3 และ +2 และ Cu มีเลขออกซิเดชันเป็น +2 และ +1 ยกเว้นหมู่ 3B เช่น Sc เป็น +3 เท่านั้น และหมู่ 2B (Zn, Cd) เป็น +2 ค่าเดียวเท่านั้น

2.3) สารประกอบของโลหะแทรนซิชันเป็นสารพาราแมกเนติก ที่สามารถถูกแม่เหล็กดูดได้ เพราะอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4d และออร์บิทัล-5d ไม่เต็ม และบางชนิดที่เป็นสารเฟอร์โรแมกเนติก (ferromagnetic) ไม่สามารถถูกแม่เหล็กดูดได้

2.4) โลหะแทรนซิชันบางชนิดเป็นตัวเร่งปฏิกิริยา เช่น

- เหล็ก (Fe) เป็นตัวเร่งปฏิกิริยาในอุตสาหกรรมการผลิตแอมโมเนีย

- วาเนเดียม(V) ออกไซด์ (V_2O_5) เป็นตัวเร่งปฏิกิริยาในการผลิตกรดซัลฟิวริก

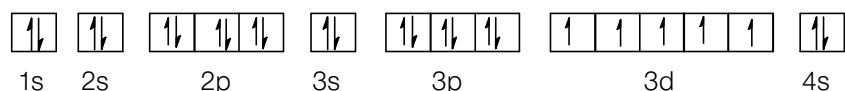
2.5) สารประกอบของโลหะแทรนซิชันส่วนใหญ่มีสี (ยกเว้นหมู่ 3B) สารประกอบเชิงซ้อนและไอออนของโลหะแทรนซิชันมักมีสี เช่น $CuCl_2$ สีเขียวเข้ม, $FeCl_3$ สีส้ม, $CuSO_4$ สีฟ้า และ $MnSO_4$ สีชมพู

3) โครงแบบอิเล็กตรอนของโลหะแทรนซิชัน

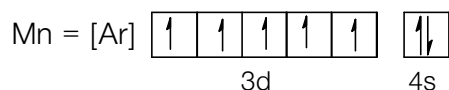
โลหะแทรนซิชันมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนแตกต่างจากธาตุเรฟรีเซนเททีฟ คือธาตุแทรนซิชันในคาบที่ 4 (ตั้งแต่ Sc ถึง Zn) มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนอยู่ในระดับพลังงานสุดท้าย คือออร์บิทัล-4s และมี

อิเล็กตรอนในออร์บิทัล-3d ไม่เต็ม อิเล็กตรอนจึงเพิ่มในออร์บิทัล-3d (ยกเว้น Cu) เนื่องจากระดับพลังงานของออร์บิทัล-3d สูงกว่าออร์บิทัล-4s ดังนั้นอิเล็กตรอนจึงต้องจัดลงในออร์บิทัล-4s ก่อนจนเต็ม แล้วจึงจัดลงในออร์บิทัล-3d เป็นผลให้อิเล็กตรอนในออร์บิทัล-3d ไม่ครบ ส่วนคาบที่ 5 (ตั้งแต่ Y ถึง Cd) ทำนองเดียวกันแต่ในออร์บิทัล-5d ไม่เต็ม (ยกเว้น Ag) เนื่องจากระดับพลังงานของออร์บิทัล-4d สูงกว่าออร์บิทัล-5s

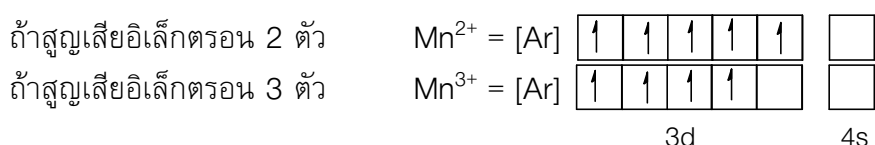
ยกตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุแมงกานีส (Mn) เป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ หรือเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนแผนภาพออร์บิทัลคือ



โครงแบบอิเล็กตรอนในช่วง $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ เหมือนกับธาตุ Ar เป็น [Ar] จึงเขียนเป็นสัญลักษณ์แทน ดังนั้นจึงเขียนเฉพาะในระดับออร์บิทัล-3d และออร์บิทัล-4s เท่านั้น ดังนั้น Mn จึงมีการจัดอิเล็กตรอนเป็น [Ar] $4s^2 3d^5$ หรือโครงแบบอิเล็กตรอนแผนภาพออร์บิทัลคือ

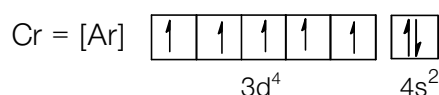


เมื่อธาตุทรานซิชันแตกตัวเป็นไอออน จะสูญเสียอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4s ก่อนที่จะตัวจนครบ 2 ตัว แต่ถ้ายังไม่พอจะสูญเสียอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-3d ในลำดับต่อไป ทำให้ธาตุทรานซิชันสามารถเกิดเป็นไอออนได้หลายค่า หรือมีเลขออกซิเดชันมากกว่าหนึ่งค่า เช่นถ้า Mn สูญเสียอิเล็กตรอนไป 2 ตัว จะเกิดเป็น Mn^{2+} อิเล็กตรอนที่สูญเสียจะต้องเป็นอิเล็กตรอนที่ระดับพลังงานสุดท้ายก่อนคือ ออร์บิทัล-4s จะเขียนโครงแบบได้เป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$ หรือโครงแบบอิเล็กตรอนแผนภาพออร์บิทัล คือ

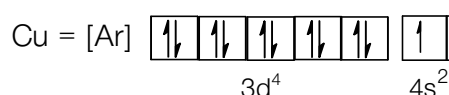


โลหะทรานซิชันบางชนิดอาจมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนไม่เป็นตามกฎของฮุนด์ เช่น Cr และ Cu

จากโครงแบบอิเล็กตรอนของ Cr (Z=24) มีการแบบบรรจุอิเล็กตรอนแบบครึ่ง (half-filled) คือ [Ar] $4s^1 3d^5$ ซึ่งทำให้มีความเสถียรมากขึ้น



ในทำนองเดียวกัน Cu (Z=29) มีการบรรจุแบบเต็ม (full-filled) คือ [Ar] $4s^1 3d^{10}$ แทนที่จะเป็น [Ar] $4s^2 3d^9$ ซึ่งทำให้มีความเสถียรมากขึ้น



เมื่อพิจารณาจากการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุทรานซิชันคาบที่ 4 และ 5 ดังตารางที่ 3.20 พอสรุปได้ดังนี้

ธาตุทรานซิชันคาบที่ 4 มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 2 ยกเว้น Cr (Z=24) และ Cu (Z=29) มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 1

ธาตุทรานซิชันคาบที่ 5 มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 2 ยกเว้น Mo ($Z=42$) และ Ag ($Z=48$) มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 1

ธาตุทรานซิชันในคาบเดียวกันจะมีจำนวนอิเล็กตรอนเพิ่มขึ้นจะเพิ่มในระดับพลังงานหลักถัดจากระดับพลังงานนอกสุดเมื่อพิจารณาการจัดเรียงอิเล็กตรอน พบว่าในคาบที่ 4 อิเล็กตรอนจะเพิ่มขึ้นในระดับพลังงานในออร์บิทัล-3 ส่วนคาบที่ 5 อิเล็กตรอนจะเพิ่มขึ้นในระดับพลังงานในออร์บิทัล-4d

ตารางที่ 3.20 การจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุทรานซิชัน คาบที่ 4 และคาบที่ 5

คาบ	สัญลักษณ์ธาตุ	เลขอะตอม	รูปแบบอิเล็กตรอน
4	Sc	21	[Ar] $4s^2 3d^1$
	Ti	22	[Ar] $4s^2 3d^2$
	V	23	[Ar] $4s^2 3d^3$
	Cr	24	[Ar] $4s^1 3d^5$
	Mn	25	[Ar] $4s^2 3d^5$
	Fe	26	[Ar] $4s^2 3d^6$
	Co	27	[Ar] $4s^2 3d^7$
	Ni	28	[Ar] $4s^2 3d^8$
	Cu	29	[Ar] $4s^1 3d^{10}$
	Zn	30	[Ar] $4s^2 3d^{10}$
5	Y	39	[Kr] $5s^2 4d^1$
	Zr	40	[Kr] $5s^2 4d^2$
	Nb	41	[Kr] $5s^2 4d^3$
	Mo	42	[Kr] $5s^1 4d^5$
	Tc	43	[Kr] $5s^2 4d^5$
	Ru	44	[Kr] $5s^2 4d^6$
	Rh	45	[Kr] $5s^2 4d^7$
	Pd	46	[Kr] $5s^2 4d^8$
	Ag	47	[Kr] $5s^1 4d^{10}$
	Cd	48	[Kr] $5s^2 4d^{10}$

แบบฝึกหัด

1. จงบอกแนวคิดการสร้างตารางธาตุของเดอเบอ์ไรเนอร์
2. จงบอกกฎออกเตฟ (law of octaves) ตามแนวคิดของนิวแลนด์
3. อธิบายแนวคิดการสร้างตารางธาตุของเมนเดเลเยฟ
4. อธิบายแนวคิดการสร้างตารางธาตุของโมสลีย์
5. จงบอกตำแหน่งของธาตุหมู่หลัก และธาตุแทรนซิชันในตารางธาตุปัจจุบัน
6. จงระบุตำแหน่งของเทอมต่อไปนี้ในตารางธาตุ
 - (1) โลหะแอลคาไล (2) แก๊สมีสกุล (3) อนุกรมแลนทาไนด์ (4) แฮโลเจน (5) ฮาโลเจน
 - (6) อนุกรมแอกทิไนด์ (7) โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท (8) ธาตุโลหะ (9) ธาตุอโลหะ

The image shows a blank periodic table grid. It consists of a main body with 18 columns and 7 rows. The first two columns are on the left, followed by a gap, then columns 3 through 10, another gap, and columns 11 through 18 on the right. Below this main body is a separate section for the lanthanide and actinide series, which is a 2x12 grid of cells.

7. จงอธิบายตำแหน่งธาตุในตารางธาตุที่สัมพันธ์กับการจัดเรียงอิเล็กตรอน ยกตัวอย่างธาตุหมู่ A ประกอบ
8. จงอธิบายความหมายของฟังก์ชันฟิรูดิกต่อไปนี้
 - 1) ขนาดอะตอม
 - 2) พลังงานไอออไนเซชัน
 - 3) สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน
 - 4) สภาพไฟฟ้าลบ
9. จงบอกแนวโน้มของพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 (IE_1) ที่เพิ่มขึ้นจากน้อยไปมากของกลุ่มธาตุต่อไปนี้
 - 1) Kr, He, Ar
 - 2) Sb, Te, Sn
 - 3) K, Ca, Rb
 - 4) I, Xe, Cs
10. จงอธิบายเหตุผลเพราะเหตุใด N จึงมีค่า IE_1 มากกว่า O ทั้งที่แนวโน้มค่า IE_1 จะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวาในคาบเดียวกัน
11. จงอธิบายเหตุผลเพราะเหตุใดธาตุหมู่แอลโลเจนจึงมีค่า EA มากเมื่อเทียบกับธาตุในคาบเดียวกัน
12. จงอธิบายเหตุผลเพราะเหตุใดธาตุที่มีแนวโน้มความเป็นโลหะสูงจึงมีค่า IE_1 ต่ำกว่าเมื่อเทียบกับธาตุในคาบเดียวกัน

