

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 5

หน่วยเรียนที่ 3 สมบัติพีรียอดิก ธาตุเรพรีเซนต์เททีฟ อโลหะ และโลหะแทรนซิชัน

บทเรียนที่ 3.1 สมบัติพีรียอดิก

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจสมบัติพีรียอดิก

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. บอกวิวัฒนาการการสร้างตารางธาตุ
2. อธิบายตารางธาตุปัจจุบัน
3. อธิบายแนวโน้มสมบัติของธาตุตามตารางธาตุ

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย
2. กิจกรรม

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

เอกสารประกอบการสอน

เอกสาร powerpoint

http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=137

<http://facebook.com/chemographics>

<http://slideshare.net/woravith>

การวัดผล

1. การสอบย่อย/การสอบกลางภาค/การสอบปลายภาค
2. การประเมินจากผลงานที่มอบหมาย/กิจกรรม

หน่วยเรียนที่ 3 สมบัติฟิสิกส์ ธาตุเรฟริเซนเททีฟ โลหะ และโลหะทรานซิชัน

บทเรียนที่ 3.1 สมบัติฟิสิกส์

3.1.1 วิวัฒนาการการสร้างตารางธาตุ

ยุคเริ่มแรก

เดอเบอไรเนอร์ (Johann Dobereiner, ค.ศ.1829) นักวิทยาศาสตร์ชาวเยอรมันเป็นคนแรกที่พยายามจัดกลุ่มของธาตุที่มีสมบัติคล้ายคลึงกันไว้ด้วยกันในรูปของการจัดเป็นตาราง เดอเบอไรเนอร์ได้จัดธาตุเป็นหมู่ๆ ละ 3 ธาตุ ตามสมบัติที่คล้ายคลึงกันเรียกว่า หลักไตรภาคีธาตุ (triads) โดยเรียงลำดับธาตุจากมวลอะตอมน้อยไปมาก ดังภาพที่ 3.1(ก) พบความสัมพันธ์คือ มวลอะตอมของธาตุตัวกลางจะเป็นครึ่งหนึ่งของผลรวมมวลอะตอมของธาตุที่อยู่ด้านบนและด้านล่าง ดังภาพที่ 3.1(ข)

มวลอะตอม (ค.ศ.1850) เลขอะตอม																	
(ก) ตารางธาตุของเดอเบอไรเนอร์																	
H																He	
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr										
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe										
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn										
(ข) มวลอะตอมของธาตุตัวกลาง																	
Li 7																	
Na 23																	
K 39																	
Ca 40																	
Sr 87																	
Ba 137																	
P 31																	
As 75																	
Sb 122																	
S 32																	
Se 78																	
Te 128																	
Cl 35.5																	
Br 80																	
I 127																	

ภาพที่ 3.1 หลักไตรภาคีธาตุ (ก) ตารางธาตุของเดอเบอไรเนอร์ และ (ข) มวลอะตอมของธาตุตัวกลางที่มา: ดัดแปลงจาก <http://kimiahot.blogspot.com/2012/07/perkembangan-tabel-periodik.html>

เมื่อนำหลักไตรภาคีธาตุมาใช้กับกลุ่มธาตุอื่นๆ ที่มีสมบัติคล้ายกัน พบว่ามวลอะตอมของธาตุตัวกลางไม่ได้เป็นเช่นนั้นทั้งหมด หลักของไตรภาคีธาตุของเดอเบอไรเนอร์จึงไม่เป็นที่ยอมรับ

ในปี ค.ศ.1865 นิวแลนด์ส (John Alexander Reina Newlands) นักเคมีชาวอังกฤษได้เสนอกฎ “law of octaves” คือถ้านำธาตุมาเรียงลำดับตามมวลอะตอม จะพบว่าธาตุตัวที่ 8 มีสมบัติคล้ายธาตุตัวที่ 1 เสมอ แสดงดังภาพที่ 3.2 แต่กฎนี้ใช้ได้กับธาตุที่มีมวลอะตอมไม่เกินมวลอะตอมของธาตุแคลเซียม (Ca) เท่านั้น

H 1	F 8	Cl 15	Co/Ni 22	Br 29	Pd 36	I 42	Pt/Ir 50
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Tl 53
Gl 3	Mg 10	Ca 17	Zn 25	Sr 31	Cd 34	Ba/V 45	Pb 54
Bo 4	Al 11	Cr 18	Y 24	Ce/La 33	U 40	Ta 46	Th 56
C 5	Si 12	Ti 19	In 26	Zr 32	Sn 39	W 47	Hg 52
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di/Mo 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Ro/Ru 35	Te 43	Au 49	Os 51

ภาพที่ 3.2 ตารางธาตุของนิวแลนด์ส เผยแพร่ในปี ค.ศ.1866

ยุคเมนเดเลเยฟและไมเออร์

ในปี ค.ศ.1869-1870 นักวิทยาศาสตร์สองคนคือ เมนเดเลเยฟ (Dimitri Ivanovich Mendeleev) นักวิทยาศาสตร์ชาวรัสเซีย ได้เสนอผลงานของเขาต่อสมาคมนักเคมีรัสเซีย (Russian Chemical Society) ในปี ค.ศ.1869 ดังภาพที่ 3.3 ในปีถัดมา ไมเออร์ (Julius Lothar Meyer) นักวิทยาศาสตร์ชาวเยอรมันได้ตีพิมพ์ผลงานตารางธาตุ ดังภาพที่ 3.4 โดยแนวคิดของทั้งสองคนคล้ายกันคือ ถ้านำธาตุมาเรียงตามมวลอะตอมจากน้อยไปมาก แล้วแบ่งแถวให้เหมาะสม ธาตุที่มีคุณสมบัติทางเคมีและทางกายภาพคล้ายกันจะปรากฏอยู่ตรงกันเป็นช่วง ๆ

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

ภาพที่ 3.3 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
			Ti=48		Zr=89,7		--	
	N=14,01	P=30,9		As=74,9		Sb=122,1		Bi=207,5
			V=51,2		Nb=93,7		Ta=182,2	
	O=15,96	31,98		Se=78		Te=128,7		--
			Cr=52,4		Mo=95,6		W=183,5	
--	F=19,1	Cl=35,38		Bi=79,75		J=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=7,01	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 3.4 ตารางธาตุที่เสนอโดยไมเออร์ในปี ค.ศ.1870

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

ตารางธาตุฉบับปรับปรุงของเมนเดเลเยฟได้เผยแพร่ในปี ค.ศ.1871 ดังภาพที่ 3.5 อาจถือว่าเป็นรากฐานสำคัญของตารางธาตุปัจจุบัน

Reihen	Gruppe I. — R^2O	Gruppe II. — RO	Gruppe III. — R^2O^3	Gruppe IV. RH^4 RO^2	Gruppe V. RH^3 R^2O^5	Gruppe VI. RH^2 RO^3	Gruppe VII. RH R^2H^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 3.5 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 นักวิทยาศาสตร์ได้ค้นพบธาตุกล่าวนี้จริงและสมบัติบางประการเป็นเช่นที่เมนเดเลเยฟได้ทำนายไว้ 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	แกลเลียม (Ga)	69.9
eka-silicon	1886	Clemens Winkler	เจอร์เมเนียม (Ge)	72.2

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

ตารางที่ 3.2 สมบัติของธาตุ eka-silicon ซึ่งเมนเดเลเยฟได้ทำนายไว้เทียบกับธาตุเจอร์เมเนียม

สมบัติ	eka-silicon	เจอร์เมเนียม
	ทำนายโดยเมนเดเลเยฟ (ปี ค.ศ.1871)	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 การค้นพบแก๊สมีสกุล คือ อาร์กอน (Ar) โดยเลย์โล (Lord Rayleigh) นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษ และแรมซีย์ (William Ramsey) นักเคมีชาวอังกฤษ ในปี ค.ศ.1895 ทำให้มีการปรับเปลี่ยนตารางธาตุให้ตรงกับธาตุที่ค้นพบใหม่

เมนเดเลเยฟได้เผยแพร่ตารางธาตุนับสุดท้ายในหนังสือของเขาที่ชื่อว่า Principle of Chemistry ในปี ค.ศ.1906 ดังภาพที่ 3.6 ก่อนที่จะเสียชีวิตในอีกหนึ่งปีถัดมา ซึ่งในตารางธาตุนับนี้ได้จัดแก๊สมีสกุลอยู่ในหมู่ 0 และแบ่งธาตุออกเป็นหมู่ๆ และที่สำคัญได้เปลี่ยนการจัดเรียงธาตุตามเลขอะตอม แต่ในขณะนั้นยังไม่สามารถพิสูจน์ความสัมพันธ์ระหว่างเลขอะตอมกับสมบัติของธาตุ

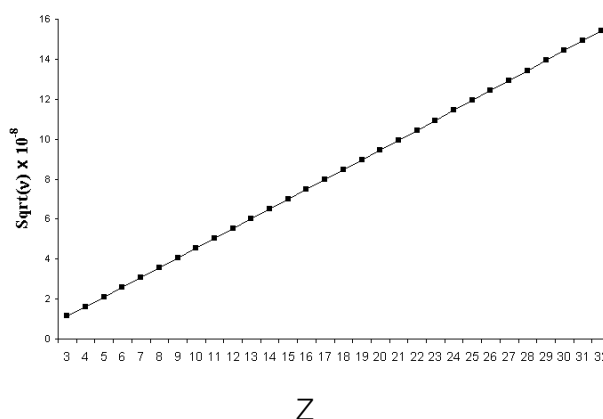
ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ:

Группы	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	—	Водород H 1,008	—	—	—	—	—	—	—
2	Гелий He 4,0	Литий Li 7,00	Бериллий Be 9,1	Бор B 11,0	Углерод C 12,0	Азот N 14,01	Кислород O 16,00	Фтор F 19,0	—
3	Неон Ne 19,9	Натрий Na 23,00	Магний Mg 24,36	Алюминий Al 27,1	Кремний Si 28,2	Фосфор P 31,0	Сера S 32,06	Хлор Cl 35,45	—
4	Аргон Ar 38	Калий K 39,10	Кальций Ca 40,1	Скандий Sc 44,1	Титан Ti 48,1	Ванадий V 51,2	Хром Cr 52,0	Марганец Mn 55,0	Железо Fe 55,9
5	—	—	—	—	—	—	—	—	—
6	Криптон Kr 81,8	Рубидий Rb 85,5	Стронций Sr 87,6	Йттрий Y 89,0	Цирконий Zr 90,6	Никобель Nb 94,0	Молибден Mo 96,0	—	Родий Rh 101,7
7	—	—	—	—	—	—	—	—	—
8	Ксенон Xe 128	Цезий Cs 132,9	Барий Ba 137,4	Лантан La 138,9	Церий Ce 140,2	—	—	—	—
9	—	—	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	—	—	—	—	—	—	—
11	—	—	—	—	—	—	—	—	—
12	—	—	—	—	—	—	—	—	—

В нижнем ряду образные окислы:
R, R₂O, RO, R₂O₃, RO₂, R₂O₄, RO₃, R₂O₅, RO₄, R₂O₆, RO₅, R₂O₇, RO₆, R₂O₈, RO₇, R₂O₉, RO₈, R₂O₁₀, RO₉, R₂O₁₁, RO₁₀, R₂O₁₂, RO₁₁, R₂O₁₃, RO₁₂, R₂O₁₄, RO₁₃, R₂O₁₅, RO₁₄, R₂O₁₆, RO₁₅, R₂O₁₇, RO₁₆, R₂O₁₈, RO₁₇, R₂O₁₉, RO₁₈, R₂O₂₀, RO₁₉, R₂O₂₁, RO₂₀, R₂O₂₂, RO₂₁, R₂O₂₃, RO₂₂, R₂O₂₄, RO₂₃, R₂O₂₅, RO₂₄, R₂O₂₆, RO₂₅, R₂O₂₇, RO₂₆, R₂O₂₈, RO₂₇, R₂O₂₉, RO₂₈, R₂O₃₀, RO₂₉, R₂O₃₁, RO₃₀, R₂O₃₂, RO₃₁, R₂O₃₃, RO₃₂, R₂O₃₄, RO₃₃, R₂O₃₅, RO₃₄, R₂O₃₆, RO₃₅, R₂O₃₇, RO₃₆, R₂O₃₈, RO₃₇, R₂O₃₉, RO₃₈, R₂O₄₀, RO₃₉, R₂O₄₁, RO₄₀, R₂O₄₂, RO₄₁, R₂O₄₃, RO₄₂, R₂O₄₄, RO₄₃, R₂O₄₅, RO₄₄, R₂O₄₆, RO₄₅, R₂O₄₇, RO₄₆, R₂O₄₈, RO₄₇, R₂O₄₉, RO₄₈, R₂O₅₀, RO₄₉, R₂O₅₁, RO₅₀, R₂O₅₂, RO₅₁, R₂O₅₃, RO₅₂, R₂O₅₄, RO₅₃, R₂O₅₅, RO₅₄, R₂O₅₆, RO₅₅, R₂O₅₇, RO₅₆, R₂O₅₈, RO₅₇, R₂O₅₉, RO₅₈, R₂O₆₀, RO₅₉, R₂O₆₁, RO₆₀, R₂O₆₂, RO₆₁, R₂O₆₃, RO₆₂, R₂O₆₄, RO₆₃, R₂O₆₅, RO₆₄, R₂O₆₆, RO₆₅, R₂O₆₇, RO₆₆, R₂O₆₈, RO₆₇, R₂O₆₉, RO₆₈, R₂O₇₀, RO₆₉, R₂O₇₁, RO₇₀, R₂O₇₂, RO₇₁, R₂O₇₃, RO₇₂, R₂O₇₄, RO₇₃, R₂O₇₅, RO₇₄, R₂O₇₆, RO₇₅, R₂O₇₇, RO₇₆, R₂O₇₈, RO₇₇, R₂O₇₉, RO₇₈, R₂O₈₀, RO₇₉, R₂O₈₁, RO₈₀, R₂O₈₂, RO₈₁, R₂O₈₃, RO₈₂, R₂O₈₄, RO₈₃, R₂O₈₅, RO₈₄, R₂O₈₆, RO₈₅, R₂O₈₇, RO₈₆, R₂O₈₈, RO₈₇, R₂O₈₉, RO₈₈, R₂O₉₀, RO₈₉, R₂O₉₁, RO₉₀, R₂O₉₂, RO₉₁, R₂O₉₃, RO₉₂, R₂O₉₄, RO₉₃, R₂O₉₅, RO₉₄, R₂O₉₆, RO₉₅, R₂O₉₇, RO₉₆, R₂O₉₈, RO₉₇, R₂O₉₉, RO₉₈, R₂O₁₀₀, RO₉₉, R₂O₁₀₁, RO₁₀₀, R₂O₁₀₂, RO₁₀₁, R₂O₁₀₃, RO₁₀₂, R₂O₁₀₄, RO₁₀₃, R₂O₁₀₅, RO₁₀₄, R₂O₁₀₆, RO₁₀₅, R₂O₁₀₇, RO₁₀₆, R₂O₁₀₈, RO₁₀₇, R₂O₁₀₉, RO₁₀₈, R₂O₁₁₀, RO₁₀₉, R₂O₁₁₁, RO₁₁₀, R₂O₁₁₂, RO₁₁₁, R₂O₁₁₃, RO₁₁₂, R₂O₁₁₄, RO₁₁₃, R₂O₁₁₅, RO₁₁₄, R₂O₁₁₆, RO₁₁₅, R₂O₁₁₇, RO₁₁₆, R₂O₁₁₈, RO₁₁₇, R₂O₁₁₉, RO₁₁₈, R₂O₁₂₀, RO₁₁₉, R₂O₁₂₁, RO₁₂₀, R₂O₁₂₂, RO₁₂₁, R₂O₁₂₃, RO₁₂₂, R₂O₁₂₄, RO₁₂₃, R₂O₁₂₅, RO₁₂₄, R₂O₁₂₆, RO₁₂₅, R₂O₁₂₇, RO₁₂₆, R₂O₁₂₈, RO₁₂₇, R₂O₁₂₉, RO₁₂₈, R₂O₁₃₀, RO₁₂₉, R₂O₁₃₁, RO₁₃₀, R₂O₁₃₂, RO₁₃₁, R₂O₁₃₃, RO₁₃₂, R₂O₁₃₄, RO₁₃₃, R₂O₁₃₅, RO₁₃₄, R₂O₁₃₆, RO₁₃₅, R₂O₁₃₇, RO₁₃₆, R₂O₁₃₈, RO₁₃₇, R₂O₁₃₉, RO₁₃₈, R₂O₁₄₀, RO₁₃₉, R₂O₁₄₁, RO₁₄₀, R₂O₁₄₂, RO₁₄₁, R₂O₁₄₃, RO₁₄₂, R₂O₁₄₄, RO₁₄₃, R₂O₁₄₅, RO₁₄₄, R₂O₁₄₆, RO₁₄₅, R₂O₁₄₇, RO₁₄₆, R₂O₁₄₈, RO₁₄₇, R₂O₁₄₉, RO₁₄₈, R₂O₁₅₀, RO₁₄₉, R₂O₁₅₁, RO₁₅₀, R₂O₁₅₂, RO₁₅₁, R₂O₁₅₃, RO₁₅₂, R₂O₁₅₄, RO₁₅₃, R₂O₁₅₅, RO₁₅₄, R₂O₁₅₆, RO₁₅₅, R₂O₁₅₇, RO₁₅₆, R₂O₁₅₈, RO₁₅₇, R₂O₁₅₉, RO₁₅₈, R₂O₁₆₀, RO₁₅₉, R₂O₁₆₁, RO₁₆₀, R₂O₁₆₂, RO₁₆₁, R₂O₁₆₃, RO₁₆₂, R₂O₁₆₄, RO₁₆₃, R₂O₁₆₅, RO₁₆₄, R₂O₁₆₆, RO₁₆₅, R₂O₁₆₇, RO₁₆₆, R₂O₁₆₈, RO₁₆₇, R₂O₁₆₉, RO₁₆₈, R₂O₁₇₀, RO₁₆₉, R₂O₁₇₁, RO₁₇₀, R₂O₁₇₂, RO₁₇₁, R₂O₁₇₃, RO₁₇₂, R₂O₁₇₄, RO₁₇₃, R₂O₁₇₅, RO₁₇₄, R₂O₁₇₆, RO₁₇₅, R₂O₁₇₇, RO₁₇₆, R₂O₁₇₈, RO₁₇₇, R₂O₁₇₉, RO₁₇₈, R₂O₁₈₀, RO₁₇₉, R₂O₁₈₁, RO₁₈₀, R₂O₁₈₂, RO₁₈₁, R₂O₁₈₃, RO₁₈₂, R₂O₁₈₄, RO₁₈₃, R₂O₁₈₅, RO₁₈₄, R₂O₁₈₆, RO₁₈₅, R₂O₁₈₇, RO₁₈₆, R₂O₁₈₈, RO₁₈₇, R₂O₁₈₉, RO₁₈₈, R₂O₁₉₀, RO₁₈₉, R₂O₁₉₁, RO₁₉₀, R₂O₁₉₂, RO₁₉₁, R₂O₁₉₃, RO₁₉₂, R₂O₁₉₄, RO₁₉₃, R₂O₁₉₅, RO₁₉₄, R₂O₁₉₆, RO₁₉₅, R₂O₁₉₇, RO₁₉₆, R₂O₁₉₈, RO₁₉₇, R₂O₁₉₉, RO₁₉₈, R₂O₂₀₀, RO₁₉₉, R₂O₂₀₁, RO₂₀₀, R₂O₂₀₂, RO₂₀₁, R₂O₂₀₃, RO₂₀₂, R₂O₂₀₄, RO₂₀₃, R₂O₂₀₅, RO₂₀₄, R₂O₂₀₆, RO₂₀₅, R₂O₂₀₇, RO₂₀₆, R₂O₂₀₈, RO₂₀₇, R₂O₂₀₉, RO₂₀₈, R₂O₂₁₀, RO₂₀₉, R₂O₂₁₁, RO₂₁₀, R₂O₂₁₂, RO₂₁₁, R₂O₂₁₃, RO₂₁₂, R₂O₂₁₄, RO₂₁₃, R₂O₂₁₅, RO₂₁₄, R₂O₂₁₆, RO₂₁₅, R₂O₂₁₇, RO₂₁₆, R₂O₂₁₈, RO₂₁₇, R₂O₂₁₉, RO₂₁₈, R₂O₂₂₀, RO₂₁₉, R₂O₂₂₁, RO₂₂₀, R₂O₂₂₂, RO₂₂₁, R₂O₂₂₃, RO₂₂₂, R₂O₂₂₄, RO₂₂₃, R₂O₂₂₅, RO₂₂₄, R₂O₂₂₆, RO₂₂₅, R₂O₂₂₇, RO₂₂₆, R₂O₂₂₈, RO₂₂₇, R₂O₂₂₉, RO₂₂₈, R₂O₂₃₀, RO₂₂₉, R₂O₂₃₁, RO₂₃₀, R₂O₂₃₂, RO₂₃₁, R₂O₂₃₃, RO₂₃₂, R₂O₂₃₄, RO₂₃₃, R₂O₂₃₅, RO₂₃₄, R₂O₂₃₆, RO₂₃₅, R₂O₂₃₇, RO₂₃₆, R₂O₂₃₈, RO₂₃₇, R₂O₂₃₉, RO₂₃₈, R₂O₂₄₀, RO₂₃₉, R₂O₂₄₁, RO₂₄₀, R₂O₂₄₂, RO₂₄₁, R₂O₂₄₃, RO₂₄₂, R₂O₂₄₄, RO₂₄₃, R₂O₂₄₅, RO₂₄₄, R₂O₂₄₆, RO₂₄₅, R₂O₂₄₇, RO₂₄₆, R₂O₂₄₈, RO₂₄₇, R₂O₂₄₉, RO₂₄₈, R₂O₂₅₀, RO₂₄₉, R₂O₂₅₁, RO₂₅₀, R₂O₂₅₂, RO₂₅₁, R₂O₂₅₃, RO₂₅₂, R₂O₂₅₄, RO₂₅₃, R₂O₂₅₅, RO₂₅₄, R₂O₂₅₆, RO₂₅₅, R₂O₂₅₇, RO₂₅₆, R₂O₂₅₈, RO₂₅₇, R₂O₂₅₉, RO₂₅₈, R₂O₂₆₀, RO₂₅₉, R₂O₂₆₁, RO₂₆₀, R₂O₂₆₂, RO₂₆₁, R₂O₂₆₃, RO₂₆₂, R₂O₂₆₄, RO₂₆₃, R₂O₂₆₅, RO₂₆₄, R₂O₂₆₆, RO₂₆₅, R₂O₂₆₇, RO₂₆₆, R₂O₂₆₈, RO₂₆₇, R₂O₂₆₉, RO₂₆₈, R₂O₂₇₀, RO₂₆₉, R₂O₂₇₁, RO₂₇₀, R₂O₂₇₂, RO₂₇₁, R₂O₂₇₃, RO₂₇₂, R₂O₂₇₄, RO₂₇₃, R₂O₂₇₅, RO₂₇₄, R₂O₂₇₆, RO₂₇₅, R₂O₂₇₇, RO₂₇₆, R₂O₂₇₈, RO₂₇₇, R₂O₂₇₉, RO₂₇₈, R₂O₂₈₀, RO₂₇₉, R₂O₂₈₁, RO₂₈₀, R₂O₂₈₂, RO₂₈₁, R₂O₂₈₃, RO₂₈₂, R₂O₂₈₄, RO₂₈₃, R₂O₂₈₅, RO₂₈₄, R₂O₂₈₆, RO₂₈₅, R₂O₂₈₇, RO₂₈₆, R₂O₂₈₈, RO₂₈₇, R₂O₂₈₉, RO₂₈₈, R₂O₂₉₀, RO₂₈₉, R₂O₂₉₁, RO₂₉₀, R₂O₂₉₂, RO₂₉₁, R₂O₂₉₃, RO₂₉₂, R₂O₂₉₄, RO₂₉₃, R₂O₂₉₅, RO₂₉₄, R₂O₂₉₆, RO₂₉₅, R₂O₂₉₇, RO₂₉₆, R₂O₂₉₈, RO₂₉₇, R₂O₂₉₉, RO₂₉₈, R₂O₃₀₀, RO₂₉₉, R₂O₃₀₁, RO₃₀₀, R₂O₃₀₂, RO₃₀₁, R₂O₃₀₃, RO₃₀₂, R₂O₃₀₄, RO₃₀₃, R₂O₃₀₅, RO₃₀₄, R₂O₃₀₆, RO₃₀₅, R₂O₃₀₇, RO₃₀₆, R₂O₃₀₈, RO₃₀₇, R₂O₃₀₉, RO₃₀₈, R₂O₃₁₀, RO₃₀₉, R₂O₃₁₁, RO₃₁₀, R₂O₃₁₂, RO₃₁₁, R₂O₃₁₃, RO₃₁₂, R₂O₃₁₄, RO₃₁₃, R₂O₃₁₅, RO₃₁₄, R₂O₃₁₆, RO₃₁₅, R₂O₃₁₇, RO₃₁₆, R₂O₃₁₈, RO₃₁₇, R₂O₃₁₉, RO₃₁₈, R₂O₃₂₀, RO₃₁₉, R₂O₃₂₁, RO₃₂₀, R₂O₃₂₂, RO₃₂₁, R₂O₃₂₃, RO₃₂₂, R₂O₃₂₄, RO₃₂₃, R₂O₃₂₅, RO₃₂₄, R₂O₃₂₆, RO₃₂₅, R₂O₃₂₇, RO₃₂₆, R₂O₃₂₈, RO₃₂₇, R₂O₃₂₉, RO₃₂₈, R₂O₃₃₀, RO₃₂₉, R₂O₃₃₁, RO₃₃₀, R₂O₃₃₂, RO₃₃₁, R₂O₃₃₃, RO₃₃₂, R₂O₃₃₄, RO₃₃₃, R₂O₃₃₅, RO₃₃₄, R₂O₃₃₆, RO₃₃₅, R₂O₃₃₇, RO₃₃₆, R₂O₃₃₈, RO₃₃₇, R₂O₃₃₉, RO₃₃₈, R₂O₃₄₀, RO₃₃₉, R₂O₃₄₁, RO₃₄₀, R₂O₃₄₂, RO₃₄₁, R₂O₃₄₃, RO₃₄₂, R₂O₃₄₄, RO₃₄₃, R₂O₃₄₅, RO₃₄₄, R₂O₃₄₆, RO₃₄₅, R₂O₃₄₇, RO₃₄₆, R₂O₃₄₈, RO₃₄₇, R₂O₃₄₉, RO₃₄₈, R₂O₃₅₀, RO₃₄₉, R₂O₃₅₁, RO₃₅₀, R₂O₃₅₂, RO₃₅₁, R₂O₃₅₃, RO₃₅₂, R₂O₃₅₄, RO₃₅₃, R₂O₃₅₅, RO₃₅₄, R₂O₃₅₆, RO₃₅₅, R₂O₃₅₇, RO₃₅₆, R₂O₃₅₈, RO₃₅₇, R₂O₃₅₉, RO₃₅₈, R₂O₃₆₀, RO₃₅₉, R₂O₃₆₁, RO₃₆₀, R₂O₃₆₂, RO₃₆₁, R₂O₃₆₃, RO₃₆₂, R₂O₃₆₄, RO₃₆₃, R₂O₃₆₅, RO₃₆₄, R₂O₃₆₆, RO₃₆₅, R₂O₃₆₇, RO₃₆₆, R₂O₃₆₈, RO₃₆₇, R₂O₃₆₉, RO₃₆₈, R₂O₃₇₀, RO₃₆₉, R₂O₃₇₁, RO₃₇₀, R₂O₃₇₂, RO₃₇₁, R₂O₃₇₃, RO₃₇₂, R₂O₃₇₄, RO₃₇₃, R₂O₃₇₅, RO₃₇₄, R₂O₃₇₆, RO₃₇₅, R₂O₃₇₇, RO₃₇₆, R₂O₃₇₈, RO₃₇₇, R₂O₃₇₉, RO₃₇₈, R₂O₃₈₀

ยุคโมสลีย์

ในปี ค.ศ.1913 โมสลีย์ (Henry Gwyn Jeffreys Moseley) นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษได้ตีพิมพ์กฎของเลขอะตอม (law of atomic number) โมสลีย์ได้ศึกษาลักษณะเฉพาะของรังสีเอ็กซ์ (x-ray) ที่ปลดปล่อยออกมาจากอะตอม พบว่าความถี่ของรังสีเอ็กซ์ที่ปลดปล่อยออกมาจากอะตอมเป็นสัดส่วนโดยตรงกับกำลังสองของเลขอะตอม (ดังภาพที่ 3.7) โมสลีย์ตีพิมพ์ผลงานที่มีชื่อว่า the high frequency spectra of the elements, ในปี ค.ศ.1913



ภาพที่ 3.7 ความสัมพันธ์ระหว่างความถี่ของรังสีเอ็กซ์ต่อเลขอะตอม

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

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

ตารางธาตุของโมสลีย์ แสดงในภาพที่ 3.8 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 3.8 ตารางธาตุที่เสนอโดยโมสลีย์

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

ในปัจจุบันได้มีการศึกษาหาความสัมพันธ์ระหว่างสมบัติของธาตุทั้งทางเคมีและกายภาพและพบว่า สมบัติต่างๆ ของธาตุจะสัมพันธ์กับการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนในอะตอมของธาตุนั้นๆ ตั้งเป็นกฎที่เรียกว่า กฎพีริออดิก หรือ ฟังก์ชันพีริออดิก

กฎพีริออดิก (periodic law) หมายถึง สมบัติต่างๆ ของธาตุจะคล้ายคลึงกันเป็นช่วง ซ้ำๆ กัน ตามเลขอะตอมที่เพิ่มขึ้น

3.1.2 ตารางธาตุปัจจุบัน

ตารางธาตุปัจจุบันดังภาพที่ 3.9 แบ่งธาตุออกเป็นแถวแนวดิ่ง (column) 18 แถว เรียกว่า หมู่ (group) และแถวแนวนอน (horizontal row) 7 แถว เรียกว่า คาบ (period) ธาตุที่อยู่ใน 2 หมู่ทางซ้ายมือ และธาตุที่อยู่ใน 6 หมู่ทางขวามือของตารางจะเป็นธาตุหมู่หลัก (main group) เรียกว่า ธาตุหมู่ A ส่วนธาตุที่อยู่ใน 10 หมู่ตรงกลางตารางจะเป็นหมู่ธาตุแทรนซิชัน (transition) เรียกว่า ธาตุหมู่ B และธาตุที่อยู่ตอนล่าง 2 แถวเป็นพวกโลหะแทรนซิชันแทรก หรือเรียกว่า อินเนอร์แทรนซิชัน (inner transition)

สัญลักษณ์และชื่อเรียกภาษาไทยและภาษาอังกฤษของธาตุทั้งหมด รวบรวมไว้ในภาคผนวก ข

	1 IA	2											13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1	1 H 1.00	2 He 4.00																
2	3 Li 6.95	4 Be 9.00											5 B 10.8	6 C 12.0	7 N 14.0	8 O 16.0	9 F 19.0	10 Ne 20.0
3	11 Na 23.0	12 Mg 24.3	3 Al 27.0	4 Si 28.0	5 P 31.0	6 S 32.0	7 Cl 35.5	8 Ar 40.0										
4	19 K 39.1	20 Ca 40.0	21 Sc 45.0	22 Ti 47.9	23 V 50.9	24 Cr 52.0	25 Mn 54.9	26 Fe 55.8	27 Co 58.9	28 Ni 58.7	29 Cu 63.5	30 Zn 65.4	31 Ga 69.7	32 Ge 72.6	33 As 74.9	34 Se 78.9	35 Br 79.9	36 Kr 83.8
5	37 Rb 85.5	38 Sr 87.6	39 Y 88.9	40 Zr 91.2	41 Nb 92.9	42 Mo 95.5	43 Tc 98	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.7	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
6	55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 La 138.9	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.8	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 196.9	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222
7	87 Fr 223	88 Ra 226.0	89 Ac 227.0	104 Rf 261	105 Db 262	106 Sg 263	107 Bh 262	108 Hs 277.1	109 Mt 276.1	110 Ds 281.2	111 Rg 280.2	112 Cn 285.2	113 Uut 284.2	114 Fl 289.2	115 Uup 288.2	116 Lv 293	117 Uus 294	118 Uuo 294

*Lanthanide series	58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm 145	62 Sm 150.3	63 Eu 151.9	64 Gd 157.2	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.2	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 174.9
**Actinide series	89 Th 232.0	91 Pa 231.0	92 U 238.0	93 Np 237	94 Pu 244	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 251	99 Es 252	100 Fm 257	101 Md 258	102 No 259	103 Lr 260

ภาพที่ 3.9 รูปแบบตารางธาตุปัจจุบัน

หมู่ของธาตุในแนวดิ่งทั้ง 18 หมู่ นิยมเขียนเลขโรมันและมีตัวอักษร A และ B กำกับอยู่ เรียกว่า ธาตุหมู่ A และหมู่ B ตามลำดับ ถ้าเป็นธาตุในหมู่ A เริ่มตั้งแต่ 1A ถึง 8A (IA-VIIIA) จะเป็นธาตุหมู่หลัก เรียกว่า ธาตุเวรีเซนต์ (representative) ธาตุเหล่านี้แต่ละหมู่มีสมบัติเปลี่ยนแปลงอย่างสม่ำเสมอจาก

ข้างล่างขึ้นข้างบนหรือจากข้างบนลงล่าง ปฏิกริยาของธาตุใดธาตุหนึ่งในแต่ละหมู่สามารถใช้เป็นตัวแทนธาตุอื่นในหมู่เดียวกันได้

แต่ถ้าเป็นธาตุในหมู่ B เริ่มตั้งแต่ 3B ถึง 2B (IIIB-IIB) เรียกว่าธาตุแทรนซิชัน ซึ่งจะมีสมบัติคล้ายกันในคาบเดียวกันมากกว่าในหมู่เดียวกัน

การกำหนดเลขหมู่อาจใช้เลขอารบิก 1–8 แทนเลขโรมันก็ได้ ธาตุเรพรีเซนเททีฟ (ธาตุหมู่ A) ที่อยู่ในหมู่เดียวกันบางหมู่มีชื่อเรียกเฉพาะดังนี้

- ธาตุในหมู่ 1A เรียก โลหะแอลคาไล (alkaline metal) ประกอบด้วย Li, Na, K, Rb, Cs และ Fr
- ธาตุในหมู่ 2A เรียก โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท (alkaline earth metal) ประกอบด้วย Be, Mg, Ca, Sr, Ba และ Ra
- ธาตุในหมู่ 6A เรียก ชาลโคเจน (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) เพราะไม่ทำปฏิกิริยากับธาตุใด ๆ เนื่องจากโครงสร้างอิเล็กตรอนเป็นแบบเต็ม แต่ในปัจจุบันพบว่าธาตุในหมู่นี้บางธาตุเกิดปฏิกิริยาได้บ้าง

ธาตุแต่ละหมู่จะมีการจัดเรียงตัวของเวเลนซ์อิเล็กตรอนเหมือนกันแต่จะต่างกันที่ระดับพลังงานหลัก ดังนั้นธาตุในหมู่เดียวกันจะมีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกัน อย่างไรก็ตาม ธาตุในแถวแนวตั้งหนึ่งอาจมีสมบัติบางประการคล้ายคลึงกับธาตุในอีกแถวหนึ่งก็ได้ ซึ่งมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากันแต่การจัดเรียงตัวของเวเลนซ์อิเล็กตรอนแตกต่าง 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

ธาตุอนุกรมแลนทาไนด์ต้องต่อจากธาตุแลนทานัม (La, $Z=57$) ในคาบที่ 6 โดยอนุกรมนี้มีธาตุ 14 ตัวเริ่มจากธาตุซีเรียม (Ce, $Z=58$) ถึงธาตุลูทีเซียม (Lu, $Z=71$) ส่วนธาตุอนุกรมแอกทิไนด์ต้องต่อจากธาตุแอกทิเนียม (Ac, $Z=89$) ในคาบที่ 7 โดยอนุกรมนี้มีธาตุ 14 ตัวเริ่มจากธาตุทอเรียม (Th, $Z=90$) ถึงธาตุลอว์เรนเซียม (Lr, $Z=103$) แต่ด้วยเหตุผลที่ว่าเพื่อให้ตารางธาตุมีรูปร่างกะทัดรัดไม่ยาวเกินไป และเพื่อเน้นให้ความคล้ายคลึงในสมบัติของธาตุในแต่ละแถวจึงแยกออกมาต่างหาก

ธาตุอนุกรมแลนทาไนด์และแอกทิไนด์ ส่วนมากจะเป็นธาตุที่เตรียมได้จากห้องปฏิบัติการไม่พบในธรรมชาติเรียกว่า ธาตุสังเคราะห์ (synthetic element) ทุกธาตุมีนิวเคลียสที่ไม่เสถียรคือเป็นธาตุกัมมันตรังสี (radioactive element) และมีครึ่งชีวิต (half-life) แตกต่างกัน 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 ($n=7$)

จำนวนอิเล็กตรอนของธาตุที่อยู่ในคาบเดียวกันจะมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนเพิ่มขึ้นทีละหนึ่งหน่วย อิเล็กตรอนจากซ้ายไปขวาของตารางธาตุ 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 คือออร์บิทัล-2s ในคาบที่ 2 มีระดับพลังงานสองระดับ พลังงานย่อย (ออร์บิทัล-2s หนึ่งออร์บิทัล และออร์บิทัล-2p อีกสามออร์บิทัล) ซึ่งในระดับพลังงานที่ 2 นี้จะบรรจุอิเล็กตรอนได้รวมไม่เกิน 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 (ภาพที่ 1.23) ดังนั้น และเมื่อออร์บิทัล-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)

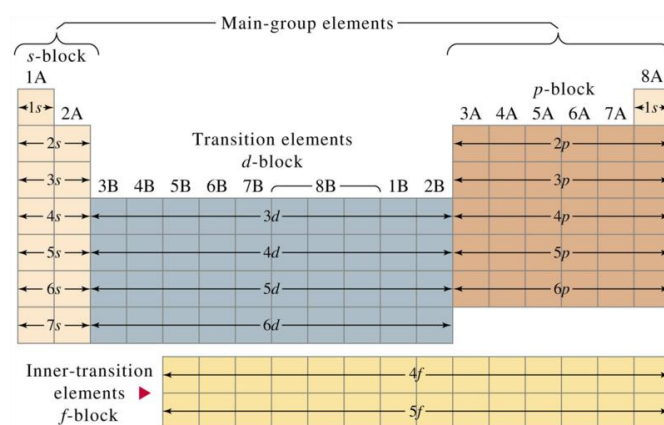
คาบที่ 5 จะมีการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-5s, ออร์บิทัล-4d และออร์บิทัล-5p ตามลำดับ ทำนองเดียวกันคาบที่ 4 จึงมีธาตุ 18 ธาตุเช่นเดียวกับธาตุคาบที่ 4 เมื่อถึงคาบที่ 6 จะมีการบรรจุ

อิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4f หลังจากที่มีบรรจุออร์บิทัล-6s จนเต็ม และออร์บิทัล-5d อีก 1 อิเล็กตรอนอีกต่อไป และไปสิ้นสุดเมื่อออร์บิทัล-6p บรรจุเต็มคาบที่ 7 จะมีการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-5f

ตารางที่ 3.3 แสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุคาบที่ 1, 2 และ 3

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

เมื่อพิจารณาการจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอมในตารางธาตุ แบ่งธาตุออกเป็นกลุ่มตามการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัลเชิงอะตอม คือ ออร์บิทัล-s, ออร์บิทัล-p, ออร์บิทัล-d และออร์บิทัล-f ได้เป็นกลุ่มที่เรียกว่า s-block, p-block, d-block และ f-block ตามลำดับ ดังภาพที่ 3.10



ภาพที่ 3.10 กลุ่มธาตุตามการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-s, ออร์บิทัล-p, ออร์บิทัล-d และออร์บิทัล-f
ที่มา: <https://www.phy.questu.ca>

ธาตุที่อยู่ในหมู่เดียวกันจะมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากัน ดังตารางที่ 3.4 มีสมบัติเคมีและทางกายภาพคล้ายคลึงกัน เช่น ธาตุในหมู่ 1A จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน (ns^1) มีสมบัติเป็นโลหะ

ทั้งหมดและเมื่อสูญเสียอิเล็กตรอนไป 1 อิเล็กตรอน ธาตุทุกตัวในหมู่ 1A จะเป็นไอออนบวกที่มีประจุเป็น +1 หรือธาตุในหมู่ 2A จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน (ns^2) และเมื่อสูญเสียอิเล็กตรอนไป 2 อิเล็กตรอน ธาตุทุกตัวในหมู่ 2A จะเป็นไอออนบวกที่มีประจุเป็น +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 ในตารางธาตุปัจจุบัน ได้จัดให้ 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 มีเลข

ออกซิเดชันได้มากกว่าหนึ่งค่า มีค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 และมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีค่อนข้างสูง มีสถานะเป็นแก๊ส ไม่นำไฟฟ้า เมื่อเกิดเป็นสารประกอบต้องการเพียง 1 อิเล็กตรอนเช่นเดียวกับธาตุหมู่ 7A ดังนั้นในตารางธาตุอาจจัดวางตำแหน่ง H ไว้ในหมู่ 1A หรืออาจวางอยู่ระหว่างหมู่ 1A กับ 7A

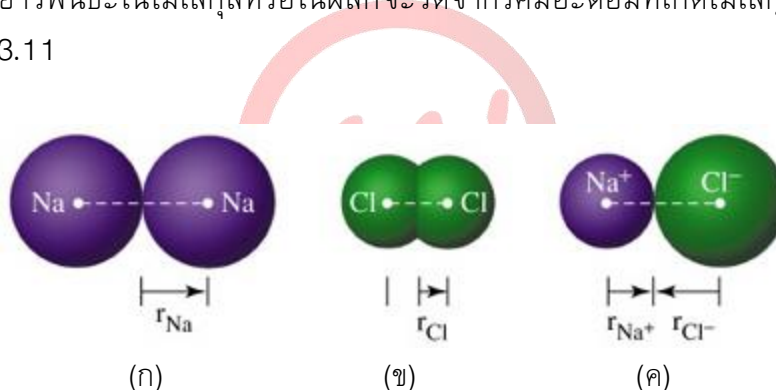
3.1.3 แนวโน้มสมบัติของธาตุตามตารางธาตุ

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 3.11

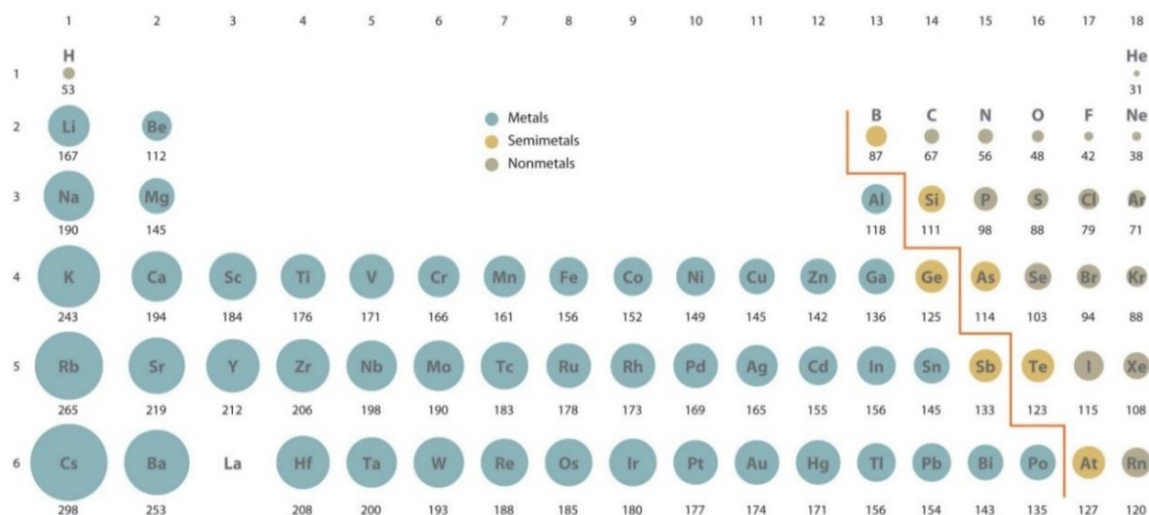


ภาพที่ 3.11 ระยะรัศมีอะตอม (ก) รัศมีโลหะ (ข) รัศมีโคเวเลนต์ และ (ค) รัศมีไอออน

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 3.12



ภาพที่ 3.12 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 เพิ่มขึ้น) เมื่อขึ้นคาบใหม่เท่ากับเพิ่มระดับพลังงานหลักเข้ามาอีกหนึ่งระดับ การเพิ่มจำนวนระดับพลังงาน (n) เป็นปัจจัยที่สำคัญกว่าการเพิ่มประจุบวกที่นิวเคลียส

2.2) ธาตุในคาบเดียวกัน (มีระดับพลังงานหลักเท่ากัน) ขนาดอะตอมลดลงจากซ้ายไปขวา เนื่องจากธาตุทางขวามีเลขอะตอมมากกว่าทำให้นิวเคลียสมีแรงดึงดูดอิเล็กตรอนมากกว่าจึงทำให้รัศมีมีวงโคจรของอิเล็กตรอนลดลง (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

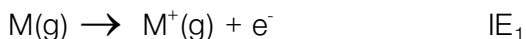
พลังงานไอออไนเซชันกับฟังก์ชันฟิรูดิก

1) พลังงานไอออไนเซชัน

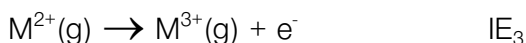
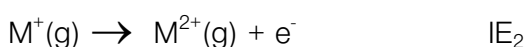
พลังงานไอออไนเซชัน (ionization energy, IE) หรือพลังงานการแตกตัวเป็นไอออน คือ พลังงานน้อยที่สุดที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานสุดท้ายออกจากอะตอมในสถานะแก๊สให้กลายเป็นไอออนบวก

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

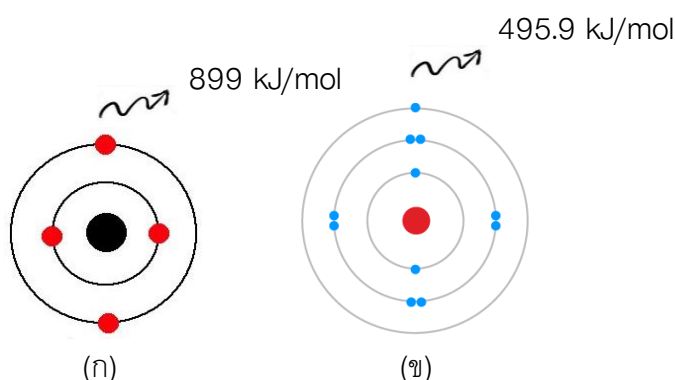


ค่า IE มีหน่วยเป็น กิโลจูลต่อโมล (kJ/mol)

ตัวอย่าง พลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 1, 2 และ 3 ของอะตอมเบริลเลียม (Be)



พิจารณาการจัดเรียงอิเล็กตรอนของ Be เป็น $1s^2 2s^2$ ดังภาพที่ 3.13(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 3.13 แสดงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานของ (ก) อะตอมเบริลเลียม และ (ข) อะตอมลิเทียม

ในทำนองเดียวกัน การดึงอิเล็กตรอน 1 ตัวออกจากอะตอม Na ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) จะใช้พลังงานไม่สูงนัก เนื่องจากการดึงอิเล็กตรอนออกจากออร์บิทัล-3s ที่มีอิเล็กตรอนเพียงตัวเดียว ดังภาพที่

3.13(ข) แต่หากมีการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 2 จะต้องใช้พลังงานมากถึง 10 เท่าของพลังงานในการดึงอิเล็กตรอนตัวแรก 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

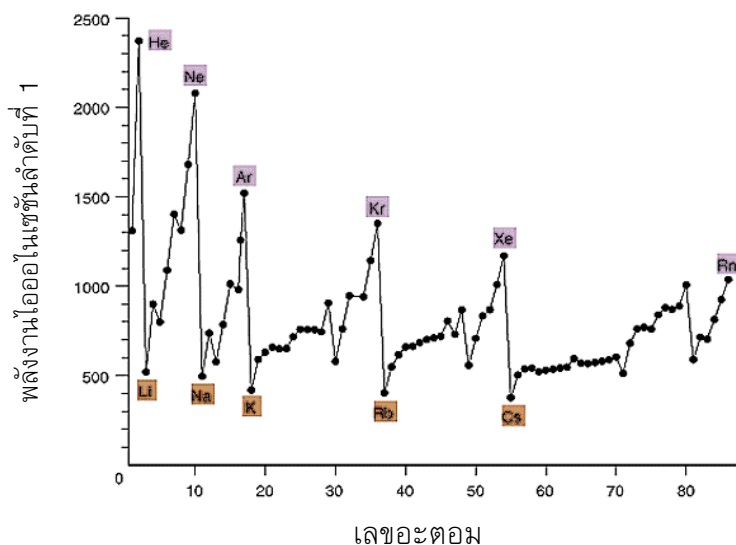
ค่า IE ใช้บอกแนวโน้มการเกิดเป็นไอออนบวกของอะตอม คืออะตอมที่มีค่า IE ต่ำจะแตกตัวเป็นไอออนบวกได้ง่ายกว่าอะตอมที่มีค่า IE สูง เนื่องจากแรงยึดเหนี่ยวระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนมีน้อย และบอกความไวของอะตอมต่อปฏิกิริยาเคมี อะตอมที่มีค่า IE ต่ำจะมีความว่องไวต่อปฏิกิริยาเคมีมาก เช่น

- โลหะแอลคาไล (หมู่ 1A) มีค่า IE ต่ำ ดังนั้น ธาตุหมู่ 1A จึงว่องไวต่อปฏิกิริยาเคมีมาก ระหว่างโลหะแอลคาไลด้วยกัน ธาตุด้านล่างจะแตกตัวเป็นไอออนบวกได้ง่ายกว่าธาตุที่อยู่เหนือขึ้นไปในหมู่เดียวกัน 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 เป็นฟังก์ชันพีริออดิกเมื่อเรียงตามเลขอะตอม แนวโน้มค่า IE_1 แสดงในภาพที่ 3.14



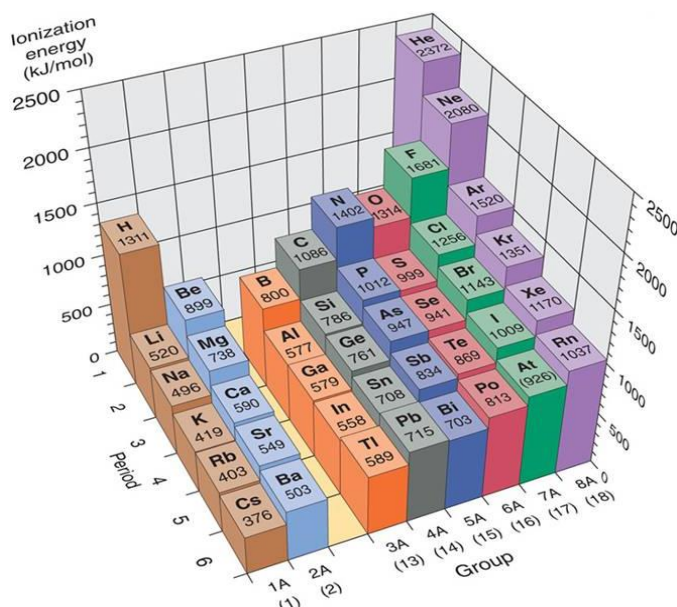
ภาพที่ 3.14 แนวโน้มพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1

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 3.15 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)

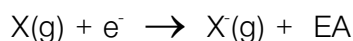
ธาตุ	การจัดเรียงอิเล็กตรอน	IE ₁ (kJ/mol)
He	1s ²	2,372
Ne	1s ² 2s ² 2p ⁶	2,080
Ar	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶	1,520
Kr	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	1,351
Xe	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶	1,170
Rn	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ² 5d ¹⁰ 6p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

สัมพรรคภาพอิเล็กตรอนกับฟังก์ชันฟิรอร์ดิก

1) ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน

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

เมื่อสมมติ X คืออะตอมของธาตุโลหะ เขียนสมการทั่วไปคือ



ค่า EA บอกให้ทราบความง่ายที่อะตอมจะรับอิเล็กตรอนเข้ามาเพิ่ม กำหนดให้ค่า EA มีเครื่องหมายเป็นลบ (เนื่องจากการคายพลังงาน) ถ้าค่า EA เป็นลบค่ามาก แสดงว่าอะตอมนั้นสามารถรับอิเล็กตรอนได้ดีหรือชอบรับอิเล็กตรอน เกิดเป็นไอออนลบได้ง่าย เช่น Cl และ O



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

ค่า EA ขึ้นอยู่กับหลายปัจจัยเช่น ขนาดอะตอม จำนวนระดับพลังงานของอิเล็กตรอน และโครงสร้างอิเล็กตรอน ซึ่งการวัดค่า EA ทำได้ยากมาก ทำให้ทราบค่าแน่นอนเพียงไม่กี่ธาตุ ดังแสดงในภาพที่ 3.16

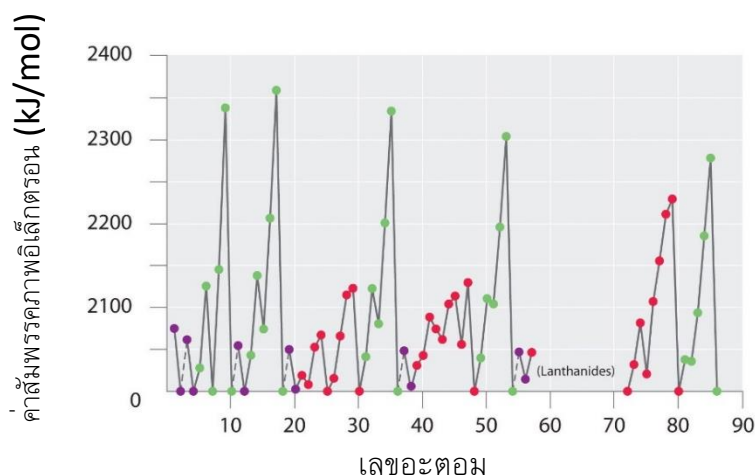


1A (1)		2A (2)		3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
H -72.8									He (+21)
Li -59.6	Be (+241)			B -26.7	C -122	N 0	O -141	F -328	Ne (+29)
Na -52.9	Mg (+230)			Al -42.5	Si -134	P -72.0	S -200	Cl -349	Ar (+34)
K -48.4	Ca (+156)			Ga -28.9	Ge -119	As -78.2	Se -195	Br -325	Kr (+39)
Rb -46.9	Sr (+167)			In -28.9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe (+40)
Cs -45.5	Ba (+52)			Tl -19.3	Pb -35.1	Bi -91.3	Po -183	At -270	Rn (+41)

ภาพที่ 3.16 ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนของธาตุเรฟรีเซนเททีฟ
ที่มา: Silberberg. Principle of General Chemistry. 2013. p264

2) แนวโน้มของค่า EA

แนวโน้มของค่า EA แสดงดังภาพที่ 3.17 สรุปเป็นแนวโน้มได้ดังนี้



ภาพที่ 3.17 แนวโน้มค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน

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

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

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

สภาพไฟฟ้าลบบกับฟังก์ชันฟิรอร์ดิก

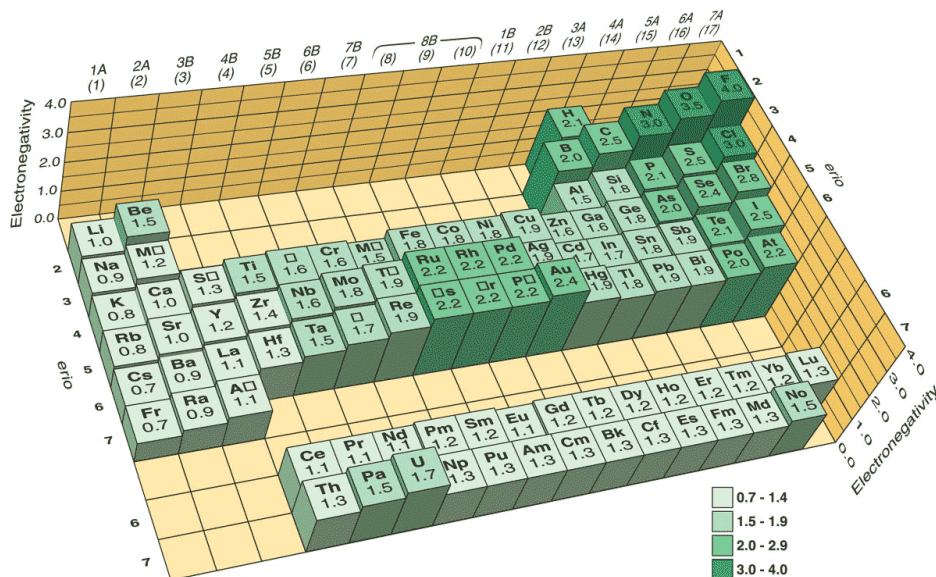
1) สภาพไฟฟ้าลบบ

ค่าสภาพไฟฟ้าลบบ หรือค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี (electronegativity) เรียกว่า “ค่า EN” คือค่าแสดงความสามารถของอะตอมในการดึงอิเล็กตรอนเข้าหาตัวเอง

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

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

ตารางเปรียบเทียบค่า EN ที่นิยมใช้มากที่สุดคือ ตารางของพอลิง (Linus Carl Pauling) นักเคมีรางวัลโนเบลสาขาเคมี ในปี ค.ศ.1954 โดยคำนวณค่า EN จากพลังงานพันธะ แล้วได้กำหนดมาตราส่วนเปรียบเทียบค่า EN ของอะตอมต่างๆ เพื่อแสดงแนวโน้มในการรับอิเล็กตรอนของธาตุ โดยกำหนดให้ F มีค่า EN สูงที่สุดคือเท่ากับ 4.0 และ Fr มีค่า EN ต่ำสุดคือเท่ากับ 0.7 แสดงในภาพที่ 3.18



ภาพที่ 3.18 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 ไม่แน่นอน

แบบฝึกหัด

1. จงบอกแนวคิดการสร้างตารางธาตุของเดอเบอียร์ไรเนอร์
2. จงบอกกฎออกเตฟ (law of octaves) ตามแนวคิดของนิวแลนด์
3. อธิบายแนวคิดการสร้างตารางธาตุของเมนเดเลเยฟ
4. อธิบายแนวคิดการสร้างตารางธาตุของมอสลีย์
5. จงบอกตำแหน่งของธาตุหมู่หลัก และธาตุทรานซิชันในตารางธาตุปัจจุบัน
6. จงระบุตำแหน่งของเทอมต่อไปนี้ในตารางธาตุ
 - (1) โลหะแอลคาไล (2) แก๊สมีสกุล (3) อนุกรมแลนทาไนด์ (4) แฮโลเจน (5) ฮาลโคเจน
 - (6) อนุกรมแอกทิไนด์ (7) โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท
7. จงระบุตำแหน่งของเทอมต่อไปนี้ในตารางธาตุ
 - (1) ธาตุโลหะ (2) ธาตุอโลหะ (3) เส้นขั้นบันได
8. จงอธิบายตำแหน่งธาตุในตารางธาตุที่สัมพันธ์กับการจัดเรียงอิเล็กตรอน ยกตัวอย่างธาตุหมู่ A ประกอบ
9. จงอธิบายความหมายของฟังก์ชันฟิรออกติกต่อไปนี้
 - 1) ขนาดอะตอม
 - 2) พลังงานไอออไนเซชัน
 - 3) สมรรถภาพอิเล็กตรอน
 - 4) สภาพไฟฟ้าลบ
10. จงบอกแนวโน้มของพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 (IE_1) ที่เพิ่มขึ้นจากน้อยไปมากของกลุ่มธาตุต่อไปนี้
 - 1) Kr, He, Ar
 - 2) Sb, Te, Sn
 - 3) K, Ca, Rb
 - 4) I, Xe, Cs
11. จงอธิบายเหตุผลเพราะเหตุใด N จึงมีค่า IE_1 มากกว่า O ทั้งที่แนวโน้มค่า IE_1 จะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวาในคาบเดียวกัน