

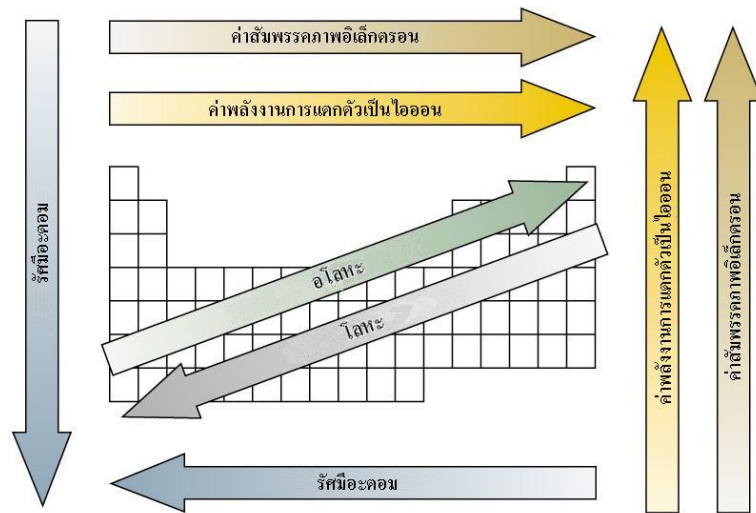
บทที่ 3

พันธะเคมี

เป็นที่ทราบกันดีแล้วเกี่ยวกับโครงสร้างของอะตอม ว่าประกอบด้วย อิเล็กตรอน (ประจุลบ) โปรตอน (ประจุบวก) และนิวตรอน (ไม่มีประจุ) และพบว่าแบบจำลองอะตอมในปัจจุบันมีลักษณะเป็นกลุ่มหมอกอิเล็กตรอน คือมีนิวเคลียสอยู่ตรงกลาง มีอิเล็กตรอนโคจรรอบๆ ในลักษณะเป็นกลุ่มหมอก โอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนได้นั้นถูกกำหนดด้วยเลขควอนตัมทั้ง 4 และโครงสร้างอิเล็กตรอนในอะตอม ในบทนี้จะได้ศึกษาต่อไปถึงสมบัติฟิสิกส์พลังงานการแตกตัวเป็นไอออน สัมพรรคภาพอิเล็กตรอนและสภาพไฟฟ้าลบ กฎออกเตต พันธะเคมีแบบต่างๆ และทฤษฎีการผลึกคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์

3.1 สมบัติฟิสิกส์

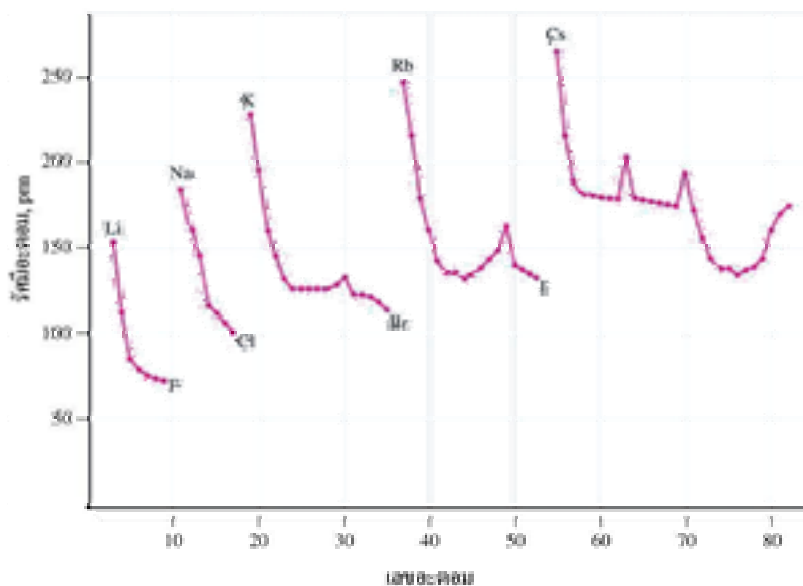
จากการค้นพบธาตุต่างๆ ในธรรมชาติ ในปัจจุบันมากกว่า 100 ธาตุ และเมื่อนำมาจัดเรียงลำดับตามเลขอะตอม มีลักษณะเป็นตาราง ที่เรียกว่า ตารางฟิสิกส์หรือตารางธาตุ (periodic table) ทำให้มองเห็นแนวโน้มของสมบัติด้านต่างๆ ของธาตุที่มีการเปลี่ยนแปลงอย่างต่อเนื่อง หรือกล่าวได้ว่าสมบัติฟิสิกส์ (periodic properties) ของธาตุสามารถบ่งบอกได้ถึงตำแหน่งของธาตุในตารางฟิสิกส์ได้ เช่น ธาตุที่อยู่ในหมู่ (group) เดียวกัน จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากัน มีสมบัติคล้ายกันจากบนลงล่าง จะมีระดับพลังงานเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง ค่าพลังงานการแตกตัวเป็นไอออนจะลดลงจากบนลงล่าง ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนจะลดลงจากบนลงล่าง และขนาดของอะตอมจะเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง ส่วนธาตุที่อยู่ในคาบ (period) เดียวกันจะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา มีระดับพลังงานเท่ากัน ค่าพลังงานการแตกตัวเป็นไอออนจะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนจะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา และขนาดของอะตอมจะลดลงจากซ้ายไปขวา



ภาพที่ 3.1 สมบัติพีริออดิกของธาตุ

ที่มา (Petrucci, Harwood & Herring, 2002, p.376)

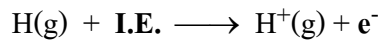
3.1.1 ขนาดอะตอม ในหมู่เดียวกัน ขนาดจะใหญ่ขึ้นจาก บน ลง ล่าง เนื่องจากธาตุที่อยู่ด้านล่างมีระดับพลังงานมากกว่าธาตุที่อยู่ข้างบน ส่วนในคาบเดียวกัน ขนาดจะเล็กลงจาก ซ้าย ไป ขวาถึงแม้ในคาบเดียวกันจะมีระดับพลังงานเท่ากันก็ตาม แต่ธาตุทางขวามีมีเลขอะตอมมากกว่า ทำให้นิวเคลียสมีแรงดึงดูดอิเล็กตรอนมากกว่า จึงทำให้รัศมีวงโคจรของอิเล็กตรอนลดลง ดังภาพที่ 3.2



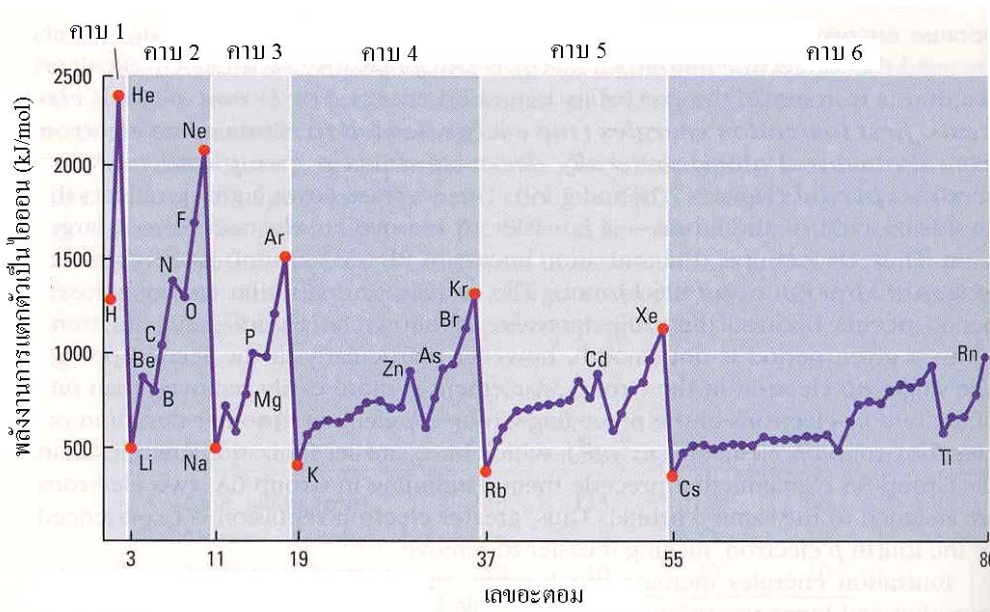
ภาพที่ 3.2 แนวโน้มรัศมีอะตอมของธาตุในตารางธาตุ

ที่มา (Petrucci, Harwood & Herring, 2002, p. 365)

3.1.2 พลังงานการแตกตัวเป็นไอออน (ionization energy) พลังงานการแตกตัวเป็นไอออน เป็นพลังงานต่ำสุดที่อะตอมอิสระ (สถานะแก๊ส) ได้รับ ซึ่งจะทำให้อิเล็กตรอนที่มีระดับพลังงานสูงสุด หลุดออกจากอะตอมนั้น ทำให้อะตอมในสภาวะพื้น กลายเป็นไอออนที่มีประจุบวก



ในหมู่เดียวกันพลังงานการแตกตัวเป็นไอออน จะลดลง จากบนลงล่าง เนื่องจากธาตุที่อยู่ข้างล่างมีจำนวนระดับพลังงานมากกว่า ทำให้อิเล็กตรอนที่มีระดับพลังงานสูง ซึ่งอยู่วงนอกสุดอยู่ห่างจากนิวเคลียสทำให้แรงดึงดูดอิเล็กตรอนมีค่าน้อย จึงทำให้อิเล็กตรอนหลุดออกจากอะตอมได้ง่าย ส่วนในคาบเดียวกันพลังงานการแตกตัวเป็นไอออน จะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา เนื่องจากธาตุทางขวามีเลขอะตอมมากกว่า ทำให้นิวเคลียสมีแรงดึงดูดอิเล็กตรอนได้กว่า ทำให้อิเล็กตรอนหลุดออกจากอะตอมได้ยาก โดยค่าพลังงานการแตกตัวเป็นไอออน ของธาตุได้แสดงไว้ในตารางที่ 3.1 แนวโน้มของพลังงานการแตกตัวเป็นไอออนจะเพิ่มขึ้นตามลำดับ จากซ้ายไปขวา แต่ธาตุใดที่มีการบรรจุอิเล็กตรอนแบบครึ่งจะมีพลังงานการแตกตัวเป็นไอออน สูงกว่าปกติเล็กน้อย เช่น เบอริลเรียม (Be) และ ไนโตรเจน (N) จากนั้นธาตุทางด้านขวามือสุดจะมีค่าพลังงานการแตกตัวเป็นไอออน สูงที่สุดเนื่องจากการบรรจุอิเล็กตรอนแบบเต็ม ได้แก่ ฮีเลียม (He) นีออน (Ne) อาร์กอน (Ar) เป็นต้น ดังภาพที่ 3.3



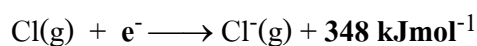
ภาพที่ 3.3 แนวโน้มพลังงานการแตกตัวเป็นไอออนของธาตุตามตารางธาตุ
ที่มา (Moore, Stanitski & Jurs, 2002, p. 30)

ตารางที่ 3.1 แสดงระดับพลังงานไออโนเซชัน (eV) ของธาตุต่างๆ

ระดับพลังงานหลัก		1		2						3						4						
orbital		1s		2s		2p				3s		3p				4s						
จำนวนอิเล็กตรอน		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	
1	H	14																				
2	He	25	25																			
3	Li	65	65	5																		
4	Be	120	120	9	9																	
5	B	200	200	13	13	8																
6	C	300	300	17	17	11	11															
7	N	450	450	20	20	15	15	15														
8	O	550	550	28	28	14	14	14	14													
9	F	700	700	38	38	17	17	17	17	17												
10	Ne	900	900	50	50	22	22	22	22	22	22											
11	Na	1000	1000	60	60	40	40	40	40	40	40	5										
12	Mg	1200	1200	85	85	52	52	52	52	52	52	8	8									
13	Al	1600	1600	110	110	75	75	75	75	75	75	10	10	6								
14	Si	1800	1800	140	140	100	100	100	100	100	100	13	13	8	8							
15	P	2200	2200	180	180	130	130	130	130	130	130	17	17	11	11	11						
16	S	2400	2400	220	220	160	160	160	160	160	160	20	20	10	10	10	10					
17	Cl	2800	2800	260	260	190	190	190	190	190	190	24	24	13	13	13	13	13				
18	Ar	3000	3000	320	320	225	225	225	225	225	225	29	29	16	16	16	16	16	16			
19	K	3400	3400	380	380	280	280	280	280	280	280	35	35	26	26	26	26	26	26	4		
20	Ca	3600	3600	430	430	320	320	320	320	320	320	43	43	28	28	28	28	28	28	6	6	

ที่มา (Toon, Ellis Doyle , Ivenco & Percival ,1990, p. 31)

3.1.3 สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (electron affinity) สัมพรรคภาพอิเล็กตรอนเป็นพลังงานที่ปลดปล่อยออกมาจากอะตอมในสถานะพื้น (ground state) ในขณะที่อะตอมได้รับอิเล็กตรอน



ในหมู่เดียวกันค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนจะลดลง จากบนลงล่างเนื่องจากธาตุทางด้านบนมีระดับชั้นพลังงานน้อย ทำให้นิวเคลียสมีแรงดึงดูดอิเล็กตรอนได้ดีสามารถรับอิเล็กตรอนได้ง่ายกว่า ส่วนในคาบเดียวกันสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนจะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา เนื่องจากธาตุทางขวา (หมู่ที่ 7) มีเลขอะตอมมากกว่า ทำให้นิวเคลียสสามารถดึงดูดอิเล็กตรอนได้ดี หากมีการบรรจุอิเล็กตรอนแบบเต็มจะทำให้อะตอมมีความเสถียรมาก ส่วนธาตุหมู่ 8 มี

การบรรจุอิเล็กตรอนแบบเต็มแล้ว จึงไม่สามารถที่จะรับอิเล็กตรอนเพิ่มได้อีก นอกจากนี้สัมพรรคภาพอิเล็กตรอนของโลหะมีค่ามากกว่าโลหะ สรุปลงได้ว่าโลหะมีแนวโน้มที่จะรับอิเล็กตรอนได้ดีกว่าและมีแนวโน้มที่จะเสียอิเล็กตรอนน้อยกว่าโลหะ แนวโน้มของสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน แสดงในภาพที่ 3.4

1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
H -73							He > 0
Li -60	Be > 0	B -27	C -122	N > 0	O -141	F -328	Ne > 0
Na -53	Mg > 0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar > 0
K -48	Ca -2	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr > 0
Rb -47	Sr -5	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe > 0

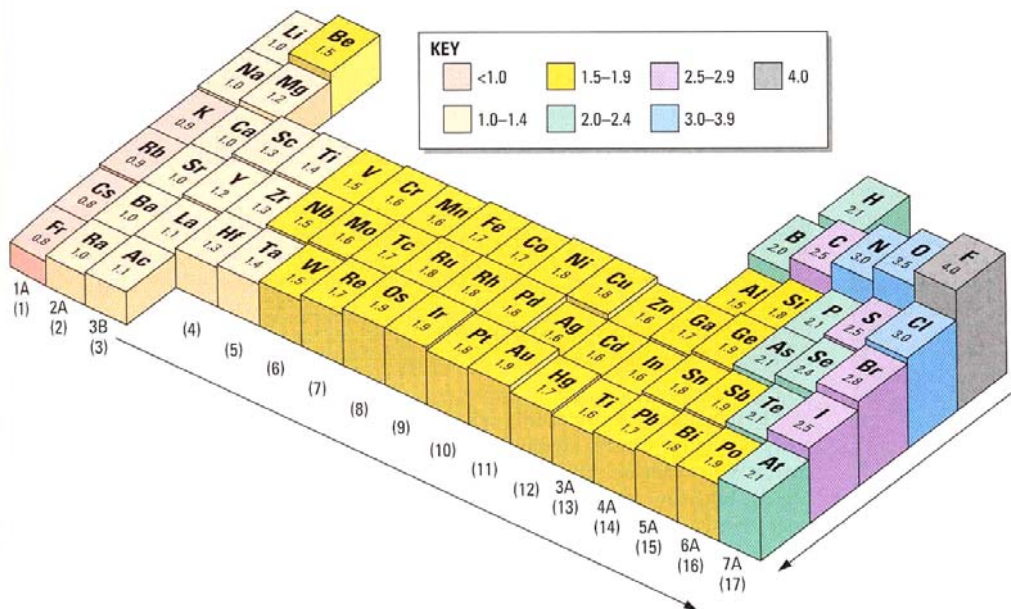
ภาพที่ 3.4 สัมพรรคภาพอิเล็กตรอนของธาตุ
ที่มา (Moore, Stanitski & Jurs, 2002, p. 306)

3.1.4 สภาพไฟฟ้าลบ (electronegativity) เป็นความสามารถของอะตอมของธาตุในการดึงอิเล็กตรอนเข้าสู่ตัวอะตอมเองในพันธะโคเวเลนต์ (covalent bond) โดย พอลิง (Linus Pauling) ได้กำหนดมาตราส่วนเพื่อแสดงแนวโน้มในการรับอิเล็กตรอนของธาตุ โดยกำหนดให้ธาตุที่มีแนวโน้มในการรับอิเล็กตรอนสูงที่สุดคือ ฟลูออรีน ซึ่งมีค่าเท่ากับ 4.0 ค่าสภาพไฟฟ้าลบของอะตอมในตารางธาตุในคาบเดียวกันจะมีแนวโน้มลดลงจากขวามือไปซ้ายมือ เช่น ออกซิเจน คลอรีน ไนโตรเจน จะมีค่าสภาพไฟฟ้าลบ เป็น 3.5 3.0 และ 3.0 ตามลำดับ ส่วนธาตุในหมู่เดียวกัน แนวโน้มของค่าสภาพไฟฟ้าลบของธาตุจะลดลง จากบนลงล่าง สำหรับธาตุโลหะจะมีสภาพไฟฟ้าลบต่ำกว่าธาตุโลหะ เพราะว่ามีแนวโน้มชอบที่จะให้อิเล็กตรอนมากกว่าที่จะรับอิเล็กตรอน ดังภาพที่ 3.5 และ 3.6

1	1 H 2.1	IIA										III A	IV A	V A	VIA	VII A	2 He	
2	3 Li 1.0	4 Be 1.5											5 B 2.0	6 C 2.5	7 N 3.0	8 O 3.5	9 F 4.0	10 Ne
3	11 Na 0.9	12 Mg 1.2	III B	IV B	V B	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	13 Al 1.5	14 Si 1.8	15 P 2.1	16 S 2.5	17 Cl 3.0	18 Ar
4	19 K 0.8	20 Ca 1.0	21 Sc 1.3	22 Ti 1.5	23 V 1.6	24 Cr 1.6	25 Mn 1.5	26 Fe 1.8	27 Co 1.8	28 Ni 1.8	29 Cu 1.9	30 Zn 1.6	31 Ga 1.6	32 Ge 1.8	33 As 2.0	34 Se 2.4	35 Br 2.8	36 Kr
5	37 Rb 0.8	38 Sr 1.0	39 Y 1.2	40 Zr 1.4	41 Nb 1.6	42 Mo 1.8	43 Tc 1.9	44 Ru 2.2	45 Rh 2.2	46 Pd 2.2	47 Ag 1.9	48 Cd 1.7	49 In 1.8	50 Sn 1.8	51 Sb 1.9	52 Te 2.1	53 I 2.5	54 Xe
6	55 Cs 0.7	56 Ba 0.9	*	72 Hf 1.3	73 Ta 1.5	74 W 1.7	75 Re 1.9	76 Os 2.2	77 Ir 2.2	78 Pt 2.2	79 Au 2.4	80 Hg 1.9	81 Tl 1.8	82 Pb 1.8	83 Bi 2.9	84 Po 2.0	85 At 2.2	86 Rn
7	87 Fr 0.7	88 Ra 0.9	**															

57 La* 1.1	58 Ce 1.1	59 Pr 1.1	60 Nd 1.1	61 Pm 1.1	62 Sm 1.1	63 Eu 1.1	64 Gd 1.1	65 Tb 1.2	66 Dy 1.2	67 Ho 1.2	68 Er 1.2	69 Tm 1.2	70 Yb 1.2	71 Lu 1.2
89 Ac** 1.1	90 Th 1.3	91 Pa 1.5	92 U 1.7	93 Np 1.3	94 Pu 1.3	95 Am 1.3	96 Cm 1.3	97 Bk 1.3	98 Cf 1.3	99 Es 1.3	100 Fm 1.3	101 Md 1.3	102 No 1.3	103 Lr 1.3

ภาพที่ 3.5 ค่าสภาพไฟฟ้าลบ ของธาตุต่าง ๆ ในตารางธาตุ
ที่มา (Toon, Ellis, Doyle , Ivanco & Percival ,1990, p. 75)



ภาพที่ 3.6 แสดงแนวโน้มของสภาพไฟฟ้าลบ
ที่มา (Moore, Stanitski & Jurs, 2002, p. 339)

3.1.5 โลหะ อโลหะ และกึ่งโลหะ (metal , non-metal and semi-metal) ธาตุในตารางธาตุปัจจุบันประมาณ 109 ธาตุ สามารถแบ่งออกเป็น ธาตุโลหะ ธาตุอโลหะ และธาตุกึ่งโลหะ ได้ โดยมีธาตุโลหะ ประกอบด้วยธาตุหมู่ IA 2A (ทุกตัว) 3A 4A และ 5A (บางธาตุ) ธาตุทรานซิชัน ธาตุพวกแลนทาไนด์ และธาตุพวกแอกติไนด์ ซึ่งจะอยู่ทางด้านซ้ายของเส้นกั้นในตารางธาตุ สำหรับธาตุอโลหะจะอยู่ทางขวาของเส้นกั้น ดังภาพที่ 3.7 ส่วนธาตุกึ่งโลหะ จะอยู่ติดเส้นกั้น ซึ่งอยู่ระหว่างโลหะกับอโลหะ ได้แก่ บอรอน (B) ซิลิกอน (Si) เยอรมันียม (Ge) อาร์เซนิก (As) แอนติโมนี (Sb) เทลลูเรียม (Te) โพลโลเนียม (Po) และแอนทาทีน (At) สมบัติทางกายภาพของโลหะที่สำคัญได้แก่ โลหะจะนำความร้อนและไฟฟ้าค่อนข้างดี การนำไฟฟ้าและความร้อนของโลหะจะลดลงเมื่ออุณหภูมิเพิ่มสูงขึ้น สามารถตีหรือรีดให้เป็นแผ่นบางหรือทำเป็นเส้นได้ ส่วนมากอยู่ในสถานะของแข็ง ยกเว้นปรอทที่อยู่ในสถานะของเหลว รอยตัดหรือขีดให้ผิวมันวาว ส่วนมากจะมีสีขาวหรือเทา ยกเว้นทองแดงและทอง สำหรับสมบัติทางกายภาพของธาตุอโลหะจะตรงข้ามกับธาตุโลหะ คือ จะไม่นำไฟฟ้า ไม่นำความร้อน (ยกเว้นแกรไฟต์) โดยการนำไฟฟ้าและการนำความร้อนจะเพิ่มขึ้นเมื่ออุณหภูมิเพิ่มขึ้น เนื้อเปราะแตกหักง่าย ไม่สามารถตีให้เป็นแผ่นบางหรือทำเป็นเส้นได้ มักมีสถานะเป็นของเหลว หรือแก๊ส นอกจากนี้ธาตุโลหะและธาตุอโลหะมีแนวโน้มให้และรับอิเล็กตรอน ตามลำดับ ส่วนธาตุกึ่งโลหะ จะมีสมบัติอยู่ระหว่างพวกธาตุโลหะกับธาตุอโลหะ ดังภาพที่ 3.8

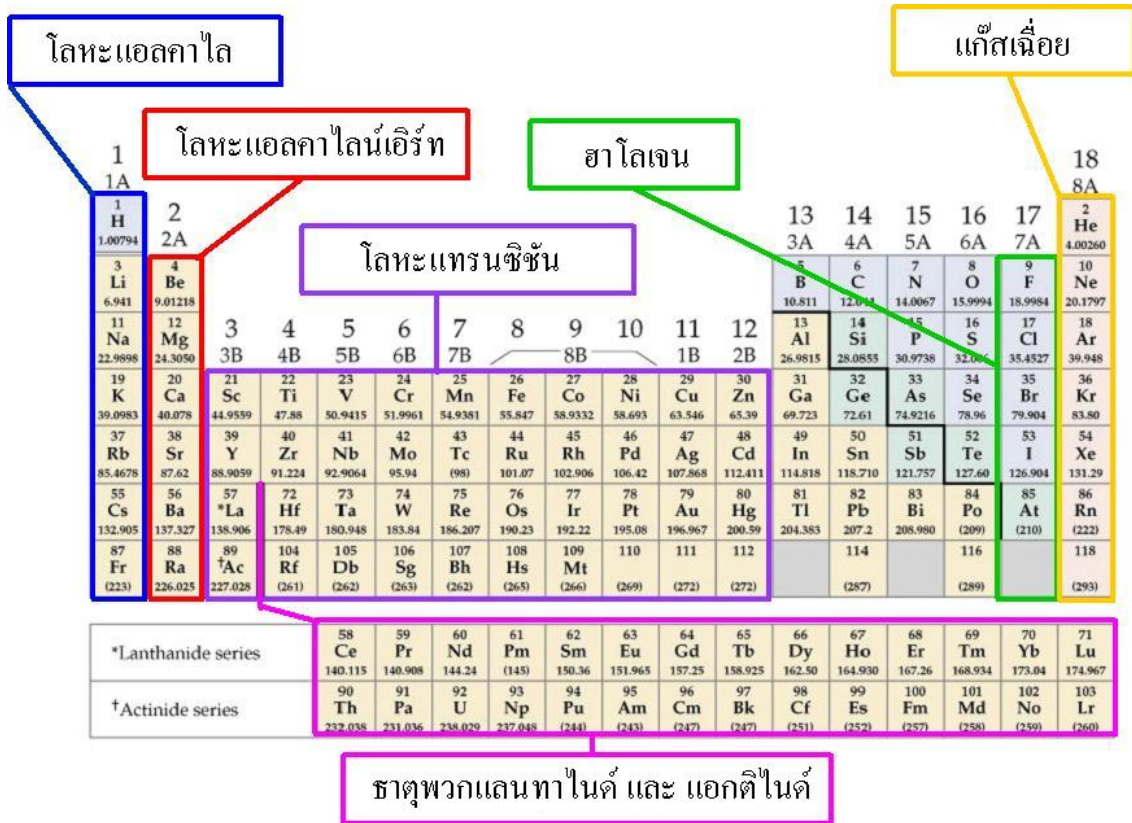
3.2 กฎออกเตต

ในปี ค.ศ. 1916 กอสเซล (Albrecht Kossel) และลิวอิส (G.N. Lewis) ได้เสนอกฎออกเตต (octet rule) อธิบายการเกิดพันธะเคมีระหว่างอะตอม เนื่องจากพบว่า การเกิดพันธะเคมีระหว่างอะตอม จะเกี่ยวข้องกับอิเล็กตรอนวงนอกสุด (valence electron) เสมอ และมีแนวโน้มที่อิเล็กตรอนวงนอกสุดจะเปลี่ยนแปลง เป็น 8 ตัวเป็นส่วนใหญ่ ซึ่งมีสาระสำคัญดังนี้

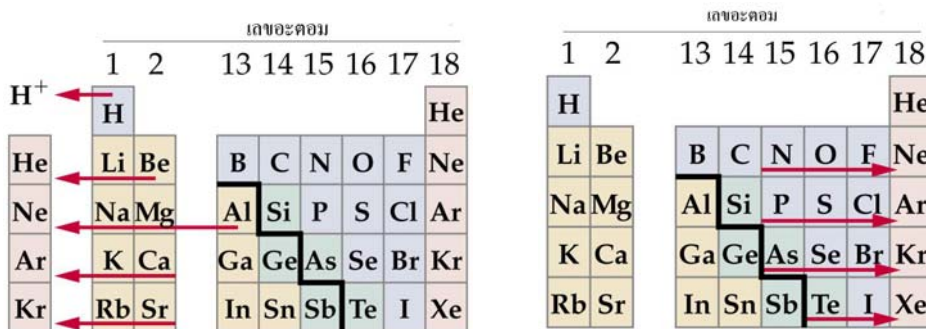
3.2.1 แก๊สเฉื่อย มีความเสถียร เนื่องจากมีอิเล็กตรอนวงนอกสุด เท่ากับ 8 ยกเว้นฮีเลียม เท่ากับ 2

3.2.2 ธาตุต่าง ๆ ที่มีความว่องไวทางเคมี มักจะเข้ามาร่วมกันเพื่อให้อิเล็กตรอนวงนอกสุด รวมเท่ากับ 8 เสมอ (ยกเว้น ไฮโดรเจนและลิเทียม เท่ากับ 2)

3.2.3 จำนวนอิเล็กตรอนที่มีการให้-รับ หรือใช้ร่วมกัน เรียกว่า วาเลนซี (valency)



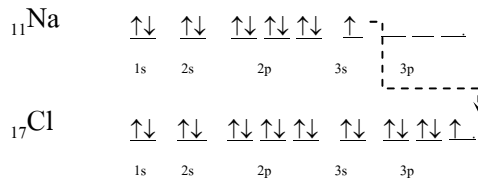
ภาพที่ 3.7 ธาตุโลหะ อโลหะ และกึ่งโลหะ ในตารางธาตุ
 ที่ 3 (Petrucci, Harwood & Herring, 2002, p. 49)



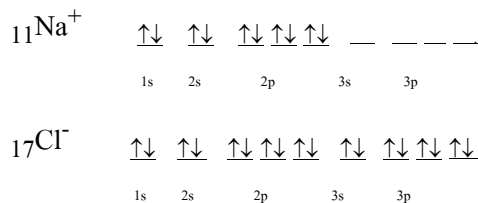
ภาพที่ 3.8 แนวโน้มการให้และรับอิเล็กตรอนของธาตุโลหะและอโลหะ
 ที่ 3 (Petrucci, Harwood & Herring, 2002, p. 361-362)

3.2.4 พลังงานของโมเลกุล จะมีค่าต่ำกว่าพลังงานของอะตอม ระบบใดที่มีพลังงานต่ำระบบนั้นจะเสถียร

เช่นใน โมเลกุลของ โซเดียมคลอไรด์ (NaCl) แต่ละอะตอมของโซเดียม และคลอรีน ก่อนที่จะเกิดพันธะเคมี จะมีโครงแบบอิเล็กตรอนดังนี้

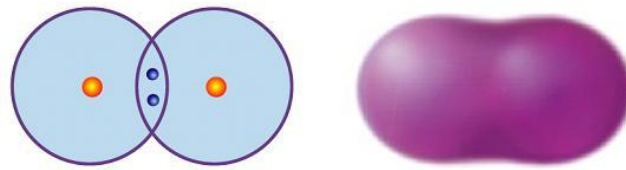


เมื่ออะตอมทั้งสองมารวมกัน อะตอมของธาตุโซเดียมจะเป็นผู้ให้อิเล็กตรอนใน 3s จำนวน 1 ตัว แก้อะตอมของธาตุคลอรีน ทำให้อะตอมของธาตุโซเดียมกลายเป็นโซเดียมไอออน (Na^+) ซึ่งมีอิเล็กตรอนวงนอกสุด ในออร์บิทัล 2p เท่ากับ 8 ตัว เหมือนกับอะตอมของธาตุนีออน (Ne) ส่วนอะตอมของธาตุคลอรีนจะกลายเป็นคลอไรด์ไอออน (Cl^-) ซึ่งมีอิเล็กตรอนวงนอกสุดในออร์บิทัล 3p เท่ากับ 8 ตัว เหมือนกับอะตอมของอาร์กอน (Ar) ซึ่งมีความเสถียรมากกว่า



3.3 พันธะโคเวเลนต์

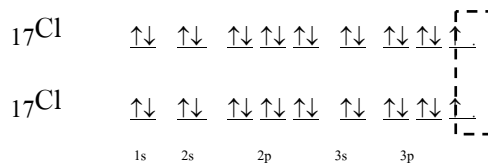
พันธะเคมี (Chemical bonding) เป็นแรงดึงดูดระหว่างอะตอมในโมเลกุลที่เป็นสารประกอบ เพื่อให้อะตอมอยู่ร่วมกันในสภาพที่เสถียร สำหรับพันธะโคเวเลนต์ (covalent bond) เป็นพันธะที่เกิดจากอะตอมตั้งแต่ 2 อะตอม นำอิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกันเป็นจำนวน ๆ กัน ดังภาพที่ 3.9 (ส่วนมากเป็นอะตอมของธาตุโลหะ) ในการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันจะเป็นไปตามกฎออกเตต หลังจากเกิดพันธะแล้ว อะตอมในโมเลกุลจะมีจำนวนอิเล็กตรอนวงนอกสุด เท่ากับ 8 จำนวนอิเล็กตรอนที่นำมาใช้ร่วมกันเรียกว่า โค-วาเลนซี (co-valency) ตัวอย่างโมเลกุลของสารที่เกิดพันธะโคเวเลนต์ เช่น โมเลกุลของ Cl_2 HF H_2O NH_3 CH_4 เป็นต้น



ภาพที่ 3.9 ภาพจำลองการเกิดพันธะ โควเวเลนต์
ที่มา (Prody, 2004)

ตัวอย่างที่ 3.1 จงแสดงการเกิดพันธะใน โมเลกุลของแก๊สคลอรีน (Cl_2)

แนวคิด โครงแบบอิเล็กตรอนของคลอรีน ได้แก่

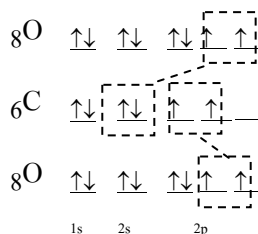


สามารถเขียนเป็นแผนภาพได้ดังนี้



ตัวอย่างที่ 3.2 จงแสดงการเกิดพันธะใน โมเลกุลของแก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ (CO_2)

แนวคิด โครงแบบอิเล็กตรอนของคาร์บอน และ ออกซิเจน ได้แก่



สามารถเขียนเป็นแผนภาพได้ดังนี้



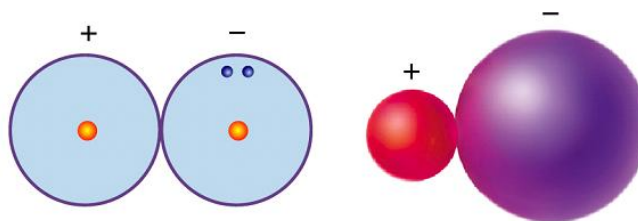
นอกจากนี้การเขียนสูตรหรือสัญลักษณ์แสดงพันธะโคเวเลนต์ สามารถกระทำได้หลายแบบ เช่น เขียนเป็น **สูตรโมเลกุล** (chemical formula) เป็นสัญลักษณ์ทางเคมีที่เขียนขึ้นเพื่อแสดงว่าธาตุหรือสารประกอบนั้นคืออะไร มีธาตุอะไรเป็นองค์ประกอบ และจำนวนเท่าใด เช่น H_2O , H_2O_2 , $C_6H_{12}O_6$ **สูตรอย่างง่าย** (empirical formula) เป็นสูตรเคมีที่แสดงอัตราส่วนต่ำสุด เช่น HO , CH_6O และ **สูตรโครงสร้าง** (structural formula) เป็นสูตรเคมีที่แสดงการจัดเรียงตัวของอะตอม(ตำแหน่งทิศทาง) ได้แก่สูตรโครงสร้างแบบจุด (dot formula) ใช้จุด . หรือ : แทนอิเล็กตรอน 1 ตัว และ 1 คู่ ซึ่งอาจเรียกว่า อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (lone-pair electron) และคู่วางพันธะ (bond-pair electron) และสูตรโครงสร้างแบบเส้น (dash formula) โดยใช้เครื่องหมาย -- แทน อิเล็กตรอนคู่วางพันธะ

พันธะโคเวเลนต์ อาจจำแนกตามจำนวนอิเล็กตรอนคู่วางพันธะ ได้ คือ พันธะเดี่ยว (single bond) มีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 1 คู่ พันธะคู่ (double bond) มีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 2 คู่ และ พันธะสาม (triple bond) มีใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 3 คู่ ตัวอย่างเช่น



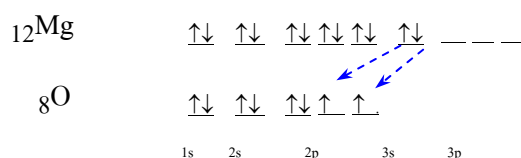
3.4 พันธะเชิงไอออน

พันธะเชิงไอออน (ionic bond) เป็นพันธะที่เกิดขึ้นจากการที่ธาตุโลหะรวมตัวกับธาตุอโลหะ โดยอะตอมของธาตุโลหะจะเป็นฝ่ายให้อิเล็กตรอนนอกสุดแก่อะตอมของธาตุอโลหะ ซึ่งเป็นไปตามกฎออกเตต เมื่อธาตุโลหะสูญเสียอิเล็กตรอนไปจะกลายเป็นไอออนบวก (cation) ในขณะที่ธาตุอโลหะรับอิเล็กตรอนมาจะกลายเป็นไอออนลบ (anion) ทำให้เกิดแรงดึงดูดระหว่างไอออนที่มีประจุต่างกัน ดังภาพที่ 3.10 จำนวนอิเล็กตรอนที่ได้รับ เรียกว่า อิเล็กโตรวาเลนซี (electro valency) ตัวอย่างสารประกอบที่เกิดพันธะไอออน เช่น โซเดียมคลอไรด์ ($NaCl$) แมกนีเซียมออกไซด์ (MgO) แคลเซียมออกไซด์ (CaO) เป็นต้น

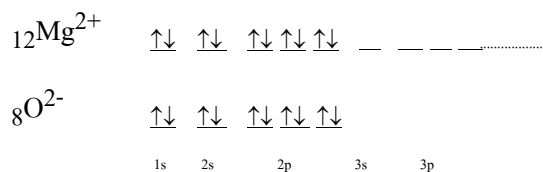


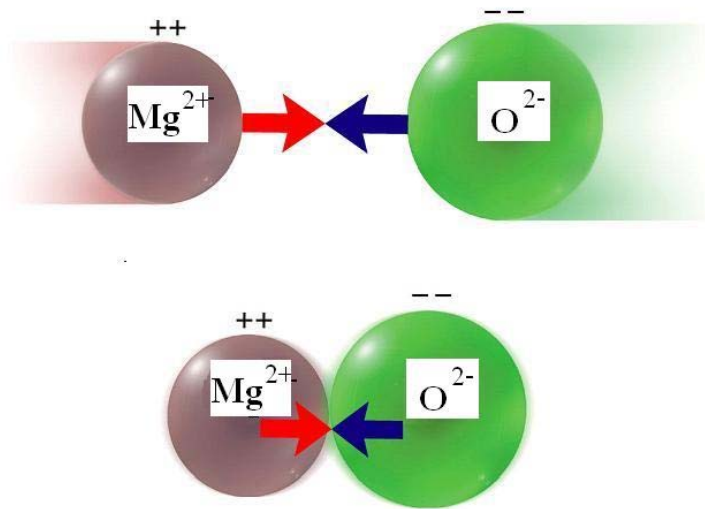
ภาพที่ 3.10 ภาพจำลองการเกิดพันธะเชิงไอออน
ทิมมา (Prody, 2004)

ตัวอย่างโมเลกุลของ แมกนีเซียมออกไซด์ (MgO) ซึ่งสามารถเขียนโครงสร้างอิเล็กตรอนของแมกนีเซียม และออกซิเจน ได้ดังนี้



เมื่ออะตอมทั้งสองมารวมกัน อะตอมของธาตุแมกนีเซียมจะเป็นผู้ให้อิเล็กตรอนใน 3s 2 ตัว แก้อะตอมของธาตุออกซิเจน ทำให้อะตอมของธาตุแมกนีเซียมกลายเป็นแมกนีเซียมไอออน (Mg^{2+}) ซึ่งมีอิเล็กตรอนวงนอกสุด ในออร์บิทัล 2p เท่ากับ 8 ตัว เหมือนกับอะตอมของธาตุนีออน (Ne) ส่วนอะตอมของธาตุออกซิเจนจะกลายเป็นออกไซด์ไอออน (O^{2-}) ซึ่งมีอิเล็กตรอนวงนอกสุด ในออร์บิทัล 2p เท่ากับ 8 ตัว เหมือนกับอะตอมของธาตุนีออน (Ne) ซึ่งมีความเสถียรมากกว่า ดังภาพที่ 3.11

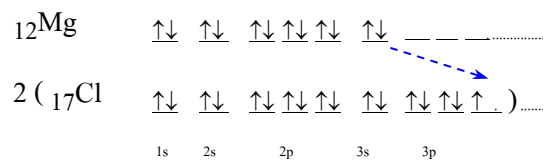




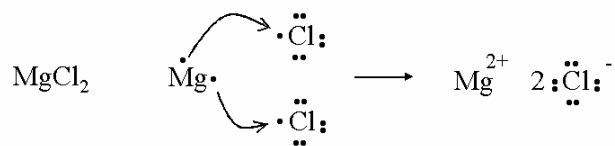
ภาพที่ 3.11 การเกิดพันธะเชิงไอออนของโมเลกุลแมกนีเซียมออกไซด์
ที่มา (Prody, 2004)

ตัวอย่างที่ 3.3 จงเขียนแสดงการเกิดพันธะของ MgCl_2

แนวคิด โครงแบบอิเล็กตรอนของแมกนีเซียม และคลอรีน ได้ดังนี้



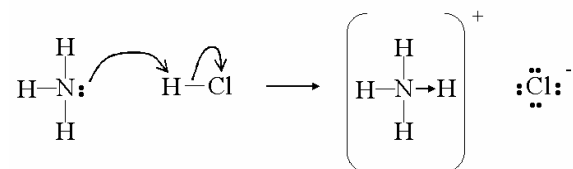
ดังนั้น



3.5 พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์

พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ (coordinate covalent bond) เป็นพันธะที่เกิดจากอะตอมของธาตุหนึ่ง ให้อิเล็กตรอนคู่แก่อีกอะตอมหนึ่งใช้ร่วมด้วย โดยมีจำนวนรวมของอิเล็กตรอนวงนอกสุดเป็นไปตามกฎออกเตต กล่าวคืออะตอมแรกมีอิเล็กตรอนวงนอกสุด 8 ตัว ให้อิเล็กตรอนคู่ (lone pair, unshared) แก่อีกอะตอมหนึ่ง ซึ่งยังขาดอิเล็กตรอนอีก 2 ตัว จึงจะครบ 8 โดยอะตอมฝ่ายที่ให้ใช้อิเล็กตรอนคู่เรียกว่า ผู้ให้ (donor) อะตอมฝ่ายที่มาใช้อิเล็กตรอนคู่เรียกว่า ผู้รับ (acceptor) และให้หัวลูกศร \longrightarrow ชี้ไปทางอะตอมที่เป็นผู้รับ เช่น โมเลกุลของ NH_4^+ H_3O^+ เป็นต้น

ตัวอย่างโมเลกุลของ NH_4^+

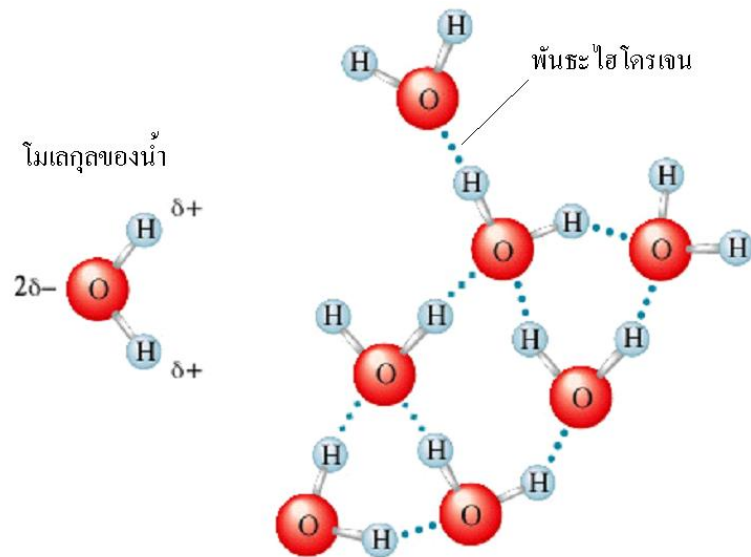


3.6 พันธะไฮโดรเจน

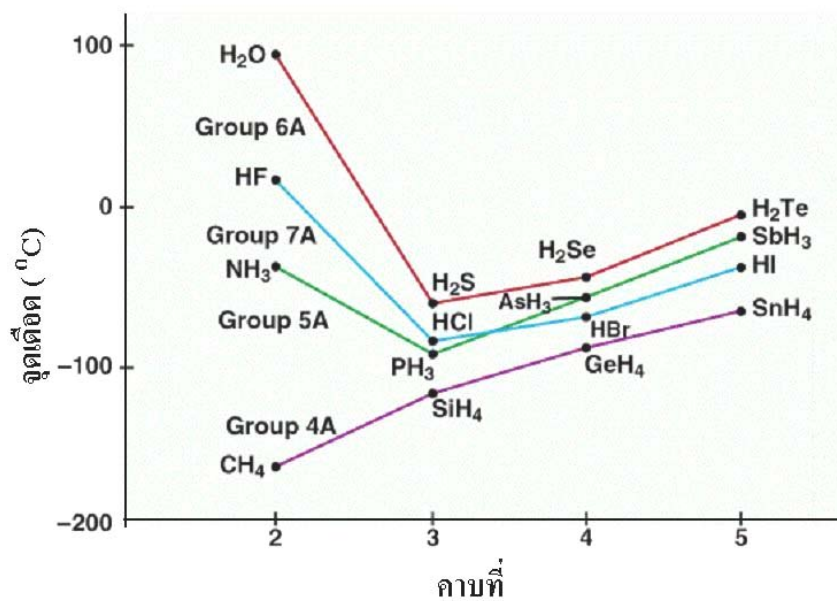
พันธะไฮโดรเจน (hydrogen bond) พันธะไฮโดรเจนเป็นแรงดึงดูดที่เกิดจากการที่อะตอมของไฮโดรเจน ซึ่งมีประจุไฟฟ้าบวกเล็กน้อย (δ^+) ในสารประกอบโคเวเลนต์โมเลกุลหนึ่ง ส่งแรงยึดเหนี่ยวทางไฟฟ้า กับธาตุที่มีสภาพไฟฟ้าลบสูง เช่น ฟลูออรีน (F) ออกซิเจน (O) ไนโตรเจน (N) ของอีกโมเลกุลหนึ่ง ซึ่งจะมีประจุลบเล็กน้อย (δ^-) เกิดเป็นแรงยึดเหนี่ยวทางไฟฟ้าอ่อนๆ ระหว่างโมเลกุล เช่น H_2O HF NH_3 แอลกอฮอล์ และ กรดอินทรีย์ ดังภาพที่ 3.12

สารประกอบที่มีฟลูออรีน ออกซิเจน ไนโตรเจน พบว่า พันธะไฮโดรเจนที่เกิดกับฟลูออรีนจะแข็งแรงที่สุด รองลงไปได้แก่ ออกซิเจน ส่วนไนโตรเจนและคลอรีนมีสภาพไฟฟ้าลบเท่ากันแต่ไนโตรเจนเล็กกว่าจึงมีพันธะไฮโดรเจนที่แข็งแรงกว่า ผลของพันธะไฮโดรเจนที่มีต่อจุดเดือดของสารประกอบ แสดงดังภาพที่ 3.13 ซึ่งเป็นกราฟที่แสดงความสัมพันธ์ระหว่างจุดเดือด กับ หมายเลขคาบ ของธาตุในโมเลกุลสารประกอบไฮโดรเจน จะเห็นว่า จุดเดือดของโมเลกุลที่ไม่มีขั้วจาก CH_4 ถึง SH_4 (หมู่ที่ 4) จะเพิ่มขึ้นเมื่อหมายเลขคาบที่เพิ่มขึ้น แต่ถ้ามี

พันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลในสารประกอบของไนโตรเจน ออกซิเจนและฟลูออรีน จะเห็นได้ชัดเจนว่าจุดเดือดสูงขึ้นอย่างมาก โดยเฉพาะในโมเลกุลของน้ำ



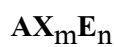
ภาพที่ 3.12 โมเลกุลของน้ำ และพันธะไฮโดรเจนในโมเลกุลของน้ำ
ที่มา (Terrell, 2004)



ภาพที่ 3.13 ผลของพันธะไฮโดรเจนที่มีต่อจุดเดือดของสาร
ที่มา (Chang, 1998, p. 423)

3.7 ทฤษฎีการผลักคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์

ค.ศ.1940 เซดวิก และ โปเวลล์ (Sidgwick and Powell) ได้เสนอทฤษฎีการผลักคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์ (valence shell electron pair repulsion theory, VSEPR) เพื่อใช้ทำนายรูปร่างโมเลกุล หรือ ไอออน ที่ยึดกันด้วยพันธะโคเวเลนต์เท่านั้น โดยอาศัยการผลักกันระหว่างคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์ (valence shell) ของอะตอมกลาง (central atom) สามารถเขียนในรูปสัญลักษณ์ได้ดังนี้



เมื่อ A หมายถึง อะตอมกลาง

X หมายถึง อะตอมหรือหมู่อะตอมที่ยึดกับอะตอมกลาง

E หมายถึง คู่อิเล็กตรอนที่ไม่ใช้สร้างพันธะ (lone pair)

m หมายถึง จำนวนคู่อิเล็กตรอนที่ใช้สร้างพันธะ (bonding pair)

n หมายถึง จำนวนคู่อิเล็กตรอนที่ไม่ใช้สร้างพันธะ (non-bonding pair)

ซึ่งทฤษฎีการผลักคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์ มีรายละเอียดดังนี้

3.7.1 รูปร่างโมเลกุลขึ้นอยู่กับจำนวน m, n คู่อิเล็กตรอนจะอยู่ห่างกันให้มากที่สุด

3.7.2 ความแรงของการผลักเรียงตามลำดับดังนี้คือ อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว-

อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว มากกว่า อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว--อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ มากกว่า อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ--อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ


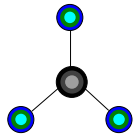
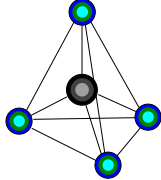
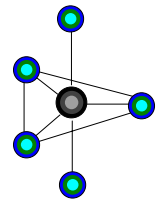
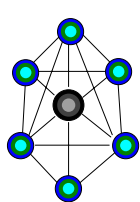
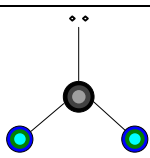
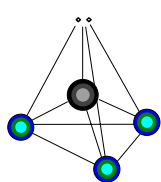
3.7.3 ในพหุพันธะ (multiple bond) อิเล็กตรอนที่สร้างพันธะ ถือเป็นกลุ่มเดียวกัน

3.7.4 อิเล็กตรอนเดี่ยว จะผลักอิเล็กตรอนอื่น น้อยกว่าอิเล็กตรอนคู่ ซึ่งเรียงลำดับดังนี้คือ อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว มากกว่า พันธะผสม มากกว่า อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ มากกว่า อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

3.7.5 แรงผลักจะลดลงเมื่อ ธาตุที่มาเกาะมีสภาพไฟฟ้าลบมากขึ้น

รูปร่างโมเลกุลตามทฤษฎีการผลักคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์ แสดงในตารางที่ 3.2

ตารางที่ 3.2 รูปร่างโมเลกุลตามทฤษฎีการผลักคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์

สูตร	รูปร่างโมเลกุล	ตัวอย่าง	รูปร่างโมเลกุล
AX_2	เส้นตรง (linear)	$HgCl_2$, $BeCl_2$	
AX_3	สามเหลี่ยม (trigonal planar)	BCl_3 , BF_3 , GaI_3	
AX_4	ทรงสี่หน้า (tetrahedral)	CH_4 , $SnCl_4$, $CHCl_3$, NH_4^+	
AX_5	คู่พีระมิดร่วมฐานสามเหลี่ยม (trigonal bipyramidal)	PCl_5 , PF_5 , PF_3Cl_2	
AX_6	ทรงแปดหน้า (octahedral)	SF_6 , $[AlCl_6]^{3-}$, $[SiF_6]^{2-}$	
AX_2E	รูปวี (v-shape)	SnC_2 , SO_2 , NO_2^-	
AX_3E	พีระมิดฐานสามเหลี่ยม (pyramidal)	NH_3 , H_3O^+ , PCl_3	

ตารางที่ 3.2 รูปร่างโมเลกุลตามทฤษฎีการผลักคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์ (ต่อ)

สูตร	รูปร่างโมเลกุล	ตัวอย่าง	รูปร่างโมเลกุล
AX_4E	ไม้กระดานหก (seesaw)	SF_4 , $TeCl_4$	
AX_5E	พีระมิดจัตุรัส (square pyramidal)	BrF_5 , IF_5	
AX_2E_2	รูป วี (v-shape)	H_2O , SCl_2 , $O(CH_3)_2$	
AX_3E_2	รูป ที (t-shape)	BrF_3 , ClF_3	
AX_4E_2	จัตุรัสระนาบ (square planar)	XeF_4 , ICl_4^-	
AX_2E_3	เส้นตรง (linear)	I_3^- , ICl_2^- , XeF_2	

ที่มา (Petrucci, Harwood & Herring, 2002, pp. 413-414)

3.8 บทสรุป

ธาตุที่ถูกค้นพบเมื่อนำมาเรียงกันเป็นตารางธาตุในปัจจุบัน นอกจากจะเรียงตามลำดับเลขอะตอมแล้ว ยังพบว่าสมบัติด้านอื่นๆ ของธาตุเหล่านั้นมีการเปลี่ยนแปลงหรือมีแนวโน้มไปทิศทางที่แน่นอน เช่น ขนาดอะตอม พลังงานการแตกตัวเป็นไอออน สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน สภาพไฟฟ้าลบ สมบัติความเป็นโลหะ อโลหะ และกึ่งโลหะ สำหรับพลังงานการแตกตัวเป็นไอออน เป็นพลังงานต่ำสุดที่อะตอมอิสระ (สถานะแก๊ส) ได้รับ ซึ่งจะทำให้อิเล็กตรอนที่มีระดับพลังงานสูงสุดหลุดออกจากอะตอม สัมพรรคภาพอิเล็กตรอนเป็นพลังงานที่ปลดปล่อยออกมาจากอะตอมในสถานะพื้นในขณะที่ได้รับอิเล็กตรอน และสภาพไฟฟ้าลบ เป็นความสามารถของอะตอมของธาตุในการดึงอิเล็กตรอนเข้าสู่ตัวอะตอมเองในพันธะโคเวเลนต์ นอกจากนี้เมื่ออะตอมของธาตุต่างๆ มาร่วมตัวกัน เกิดพันธะเคมี กลายเป็นโมเลกุล พบว่ามีส่วนเกี่ยวข้องกับอิเล็กตรอนวงนอกสุด ซึ่งจะต้องใช้กฎออกเตตมาช่วยในการอธิบายถึงจำนวนอิเล็กตรอนวงนอกสุดที่มีการใช้ร่วมกันกลายเป็นพันธะโคเวเลนต์ ถ้ามีการให้และรับอิเล็กตรอน กลายเป็นพันธะเชิงไอออน และถ้ามีการให้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวแก่อะตอมอื่นใช้ร่วมด้วยจะกลายเป็นพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ และถ้าเกิดแรงดึงดูดภายนอกโมเลกุลระหว่างธาตุไฮโดรเจนกับธาตุที่มีค่าสภาพไฟฟ้าลบสูง กลายเป็น พันธะไฮโดรเจน ซึ่งในการรวมกันของอะตอมกลายเป็นโมเลกุลโคเวเลนต์ จำเป็นจะต้องทราบรูปร่างของโมเลกุลด้วย ซึ่งสามารถใช้ทฤษฎีการผลักคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์ มาช่วยทำนายรูปร่างของโมเลกุลได้ด้วย

3.9 คำถามท้ายบท

3.9.1 จงอธิบายแนวโน้มการเปลี่ยนแปลงสมบัติฟิสิกส์หรือเคมีของธาตุต่างๆ ดังนี้

- | | |
|-------------------------|------------------------------|
| ก) ขนาดอะตอม | ข) พลังงานการแตกตัวเป็นไอออน |
| ค) สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน | ง) สภาพไฟฟ้าลบ |

3.9.2 แนวโน้มการแสดงสมบัติ ความเป็นโลหะ อโลหะ และกึ่งโลหะ ของธาตุในตารางฟิสิกส์เป็นอย่างไร

3.9.3 จงอธิบายเหตุผลที่ทำให้ ธาตุหมู่ที่ 7 มีค่าพลังงานการแตกตัวเป็นไอออน และสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน สูงที่สุด แต่รัศมีอะตอมมีขนาดเล็กที่สุดในคาบเดียวกัน

3.9.4 ในตารางพีริออดิก จะมีวิธีการพิจารณาอย่างไร ถึงความเป็นธาตุโลหะ
อโลหะ และกึ่งโลหะ

3.9.5 กฎออกเตต กล่าวโดยย่อว่าอย่างไร และมีประโยชน์อย่างไร

3.9.6 พันธะโคเวเลนต์ ต่างจาก พันธะเชิงไอออนอย่างไร

3.9.7 จงเขียนสูตรโมเลกุล และแสดงการเกิดพันธะระหว่างอะตอมแต่ละคู่ต่อไปนี้

ก) Li กับ Cl

ข) O กับ Mg

ค) O กับ Na

ง) Na กับ F

จ) Be กับ Cl

3.9.8 จงเขียนสูตรโครงสร้าง และแสดงการเกิดพันธะระหว่างอะตอมแต่ละคู่

ก) S กับ O

ข) C กับ H

ค) C กับ O

ง) O กับ N

จ) H กับ O

3.9.9 จงเขียนสูตรโครงสร้างแบบลิวอิส ของ NH_4^+ และ H_3O^+

3.9.10 ระหว่าง H_2O กับ H_2S สารใดมีจุดเดือดสูงกว่า เป็นเพราะเหตุใด

3.9.11 VSEPR คืออะไร มีประโยชน์อย่างไร

3.9.12 จงทำนายรูปร่างโมเลกุลของสารต่อไปนี้

ก) BeCl_2

ข) CH_4

ค) PCl_5

ง) SF_6

จ) NH_3

เอกสารอ้างอิง

Moore, J.W. , Stanitski, C.L & Jurs, P.C. (2002). **CHEMISTRY-The Molecular Science**.
Fort Worth: Harcourt college.

Petrucci, R. H., Harwood, W. S. & Herring, F. G. (2002). **General chemistry-principles
and modern applications** (8th ed.). N.J.: Prentice Hall.

Prody, G. A. (2004). **General Chemistry I** [Online], Available HTTP:

<http://atom.chem.wvu.edu/dept/facstaff/prody/prodycourses.shtml>

Ramsden, E.N. (1994). **A-level chemistry** (3rd ed.). Cheltemham: Stanley Thornes.

Terrell, D. J. (2004). **General Chemistry II** [Online], Available HTTP:

<http://www.warnerpacific.edu/personal/DTerrell/Homepage/CvDJT.htm>

Toon, E. R., Ellis, G. L., Doyle, L. Ivanco, J. & Percival S. (1990). **Fundamental of
Chemistry** (2nd ed.). Toronto: Rinehart and Winston.