บทที่ 3 พันธะเคมี

Chemical Bonding

พันธะเคมี คือ แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมหรือโมเลกุลของธาตุนั้นและเป็นค่าที่บอกจุดเดือดจุดหลอมเหลวได้

พันธะเคมีที่สำคัญ มี 3 ชนิด ได้แก่

- พันธะโควาเลนต์ (Covalent bonding)
- พันธะไอออนิก (Ionic bonding)
- พันธะโลหะ (Metallic bonding)

Periodic Table of the Elements

กึ่งโลหะ

อโลหะ

1 1IA 1A	2 IIA 2A	3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIB 7B	8 VIII 8	9 VIII 8	10 VIII 8	11 IB 1B	12 IIB 2B	13 IIIA 3A	14 IVA 4A	15 VA 5A	16 VIA 6A	17 VIIA 7A	18 VIIIA 8A
1 H Hydrogen 1.008																	2 He Helium 4.003
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012											5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180
11 Na Sodium 22.99	12 Mg Magnesium 24.305											13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.453	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.631	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.971	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.789
37 Rb Rubidium 85.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.414	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.711	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.904	54 Xe Xenon 131.294
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.328	57-71	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.085	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.592	81 Tl Thallium 204.383	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium [208.982]	85 At Astatine 209.987	86 Rn Radon 222.018
87 Fr Francium 223.020	88 Ra Radium 226.025	89-103	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerium [278]	110 Ds Darmstadtium [281]	111 Rg Roentgenium [280]	112 Cn Copernicium [285]	113 Nh Nihonium [286]	114 Fl Flerovium [289]	115 Mc Moscovium [286]	116 Lv Livermorium [293]	117 Ts Tennessine [294]	118 Og Oganesson [294]

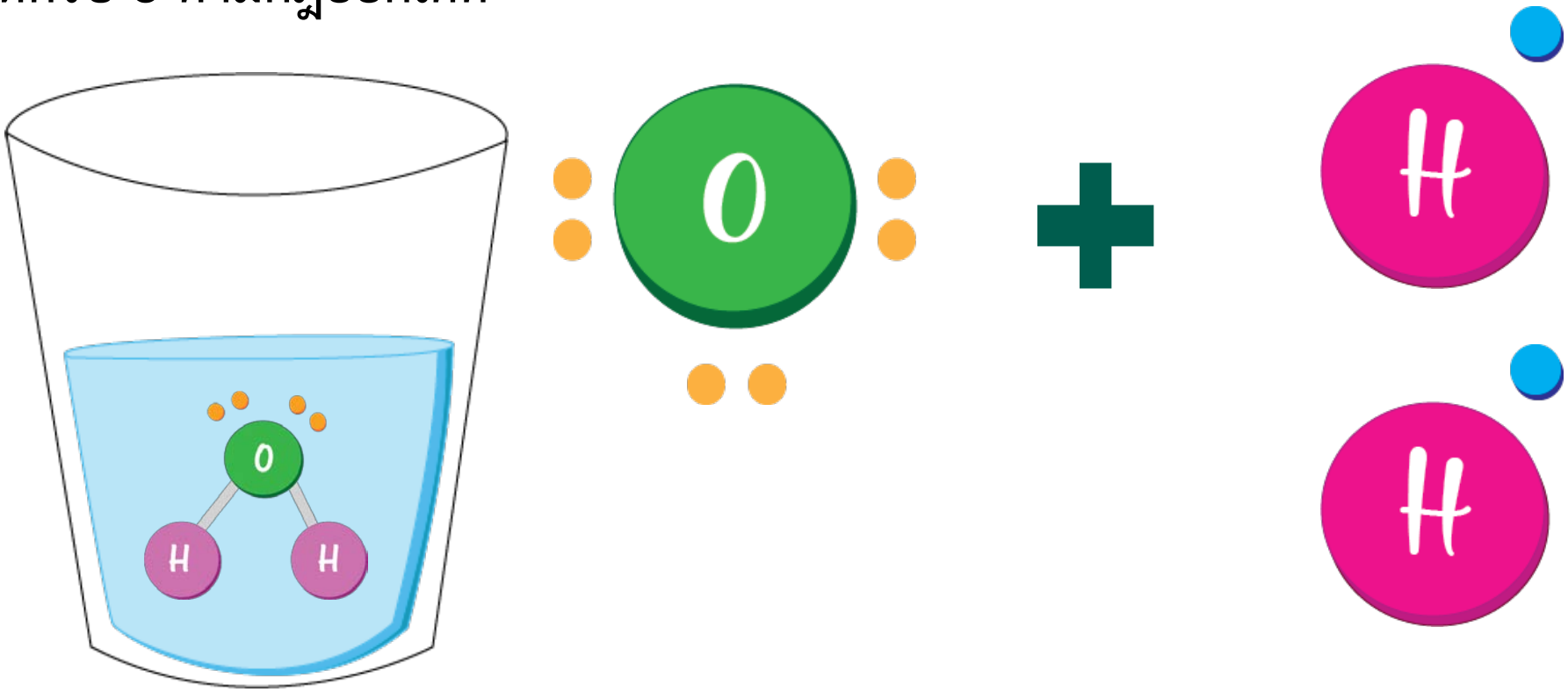
Lanthanide Series	57 La Lanthanum 138.905	58 Ce Cerium 140.116	59 Pr Praseodymium 140.908	60 Nd Neodymium 144.243	61 Pm Promethium 144.913	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.925	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.930	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.934	70 Yb Ytterbium 173.055	71 Lu Lutetium 174.967
Actinide Series	89 Ac Actinium 227.028	90 Th Thorium 232.038	91 Pa Protactinium 231.036	92 U Uranium 238.029	93 Np Neptunium 237.048	94 Pu Plutonium 244.064	95 Am Americium 243.061	96 Cm Curium 247.070	97 Bk Berkelium 247.070	98 Cf Californium 251.080	99 Es Einsteinium [254]	100 Fm Fermium 257.095	101 Md Mendelevium 258.1	102 No Nobelium 259.101	103 Lr Lawrencium [262]

Alkali Metal | Alkaline Earth | Transition Metal | Basic Metal | Semimetal | Nonmetal | Halogen | Noble Gas | Lanthanide | Actinide

1.พันธะโควาเลนต์ (Covalent bonding) → อโลหะ + อโลหะ

มาจากคำว่า co + valence electron

หมายถึง พันธะเคมีที่เกิดจากอะตอมของธาตุใช้อิเล็กตรอนร่วมกันเพียง 1 คู่ หรือมากกว่า 1 คู่ก็ได้ เพื่อให้ครบ 8 ตามกฎออกเตด



1.1 กฎออกเตต (Octet rule)

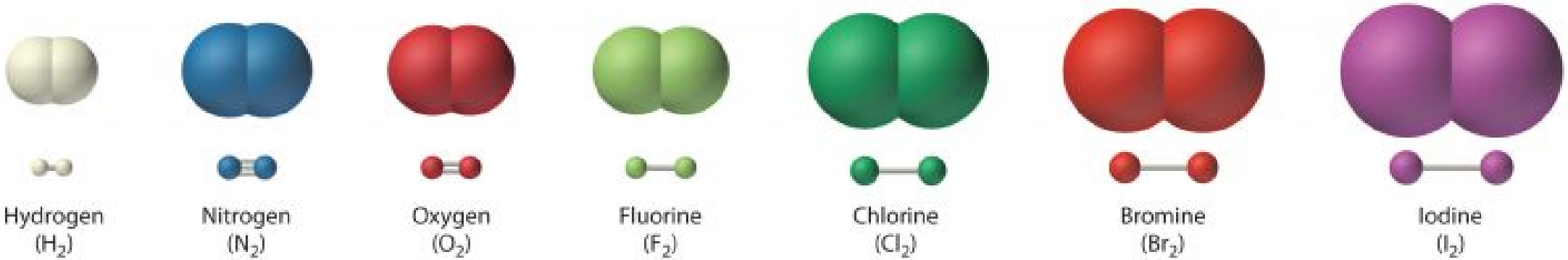
เป็นกฎที่ว่าด้วยการจัด e^- ของอะตอมที่มารวมกันเป็นโมเลกุล เพื่อทำให้ Ve^- ครบ 8 หรือ 2 เท่ากับ He (กรณีของH) ซึ่งทำให้สารประกอบเสถียร

1. โดยการรับและให้ e^- แล้วทำให้อะตอมทั้ง 2 มีVe^- ครบ 8 ได้แก่ สารประกอบไอออนิก และเกิดพันธะไอออนิก
2. โดยการใช้ e^- ร่วมกัน (share) แล้วทำให้อะตอมคู่ที่ใช้ e^- ร่วมกันครบ 8 ได้แก่ สารประกอบโคเวเลนต์ และเกิดพันธะโคเวเลนต์

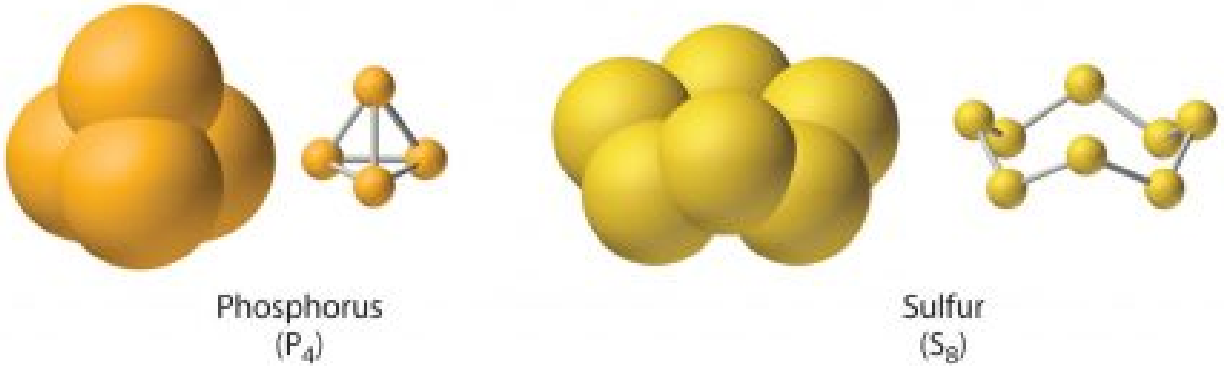
e^- ที่อะตอมใช้ร่วมกัน เรียกว่า <u>อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ</u>

e^- ตัวอื่นๆที่ไม่ได้ใช้ร่วมในพันธะ เรียกว่า <u>อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (lone pair e^-)</u>

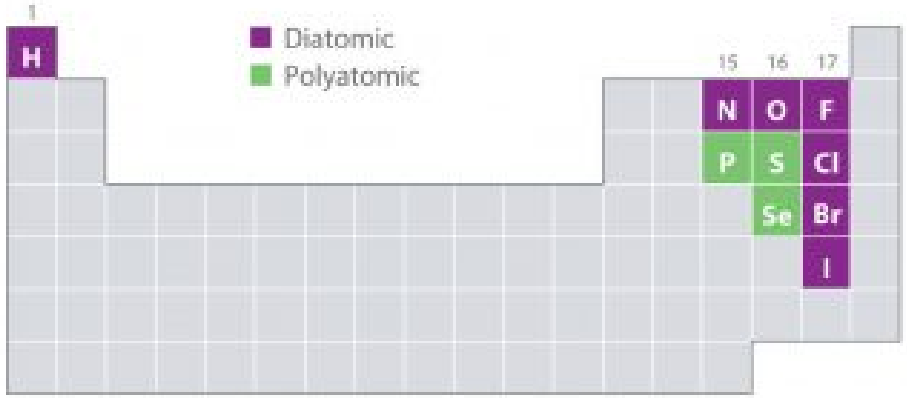
Covalent bond



(a) Elements that exist as diatomic molecules



(b) Elements that exist as polyatomic molecules



1.2 วิธีเขียนสูตรโครงสร้างของโมเลกุลโคเวเลนต์

ก. สูตรโครงสร้างแบบจุด ใช้จุด (●) แทน Ve^-

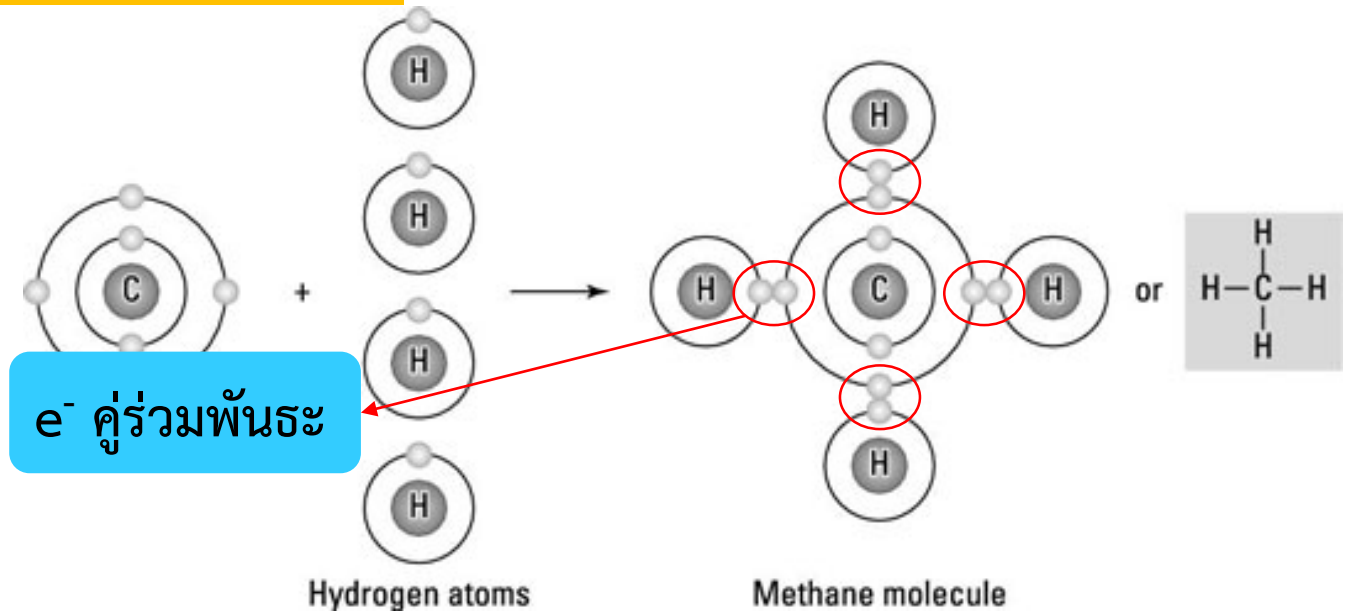
1. อะตอมของธาตุก่อนเกิดปฏิกิริยา ให้เขียนแยกกันและเขียนจุดแสดงVe- ล้อมรอบสัญลักษณ์ธาตุ
2. เมื่ออะตอม 2 อะตอมสร้างพันธะโคเวเลนต์ให้เขียนจุด (●) ไว้ระหว่างสัญลักษณ์ของอะตอมคู่ร่วมพันธะ

ข. สูตรโครงสร้างแบบเส้น ใช้เส้นตรง (———) แทน e^-คู่ร่วมพันธะ

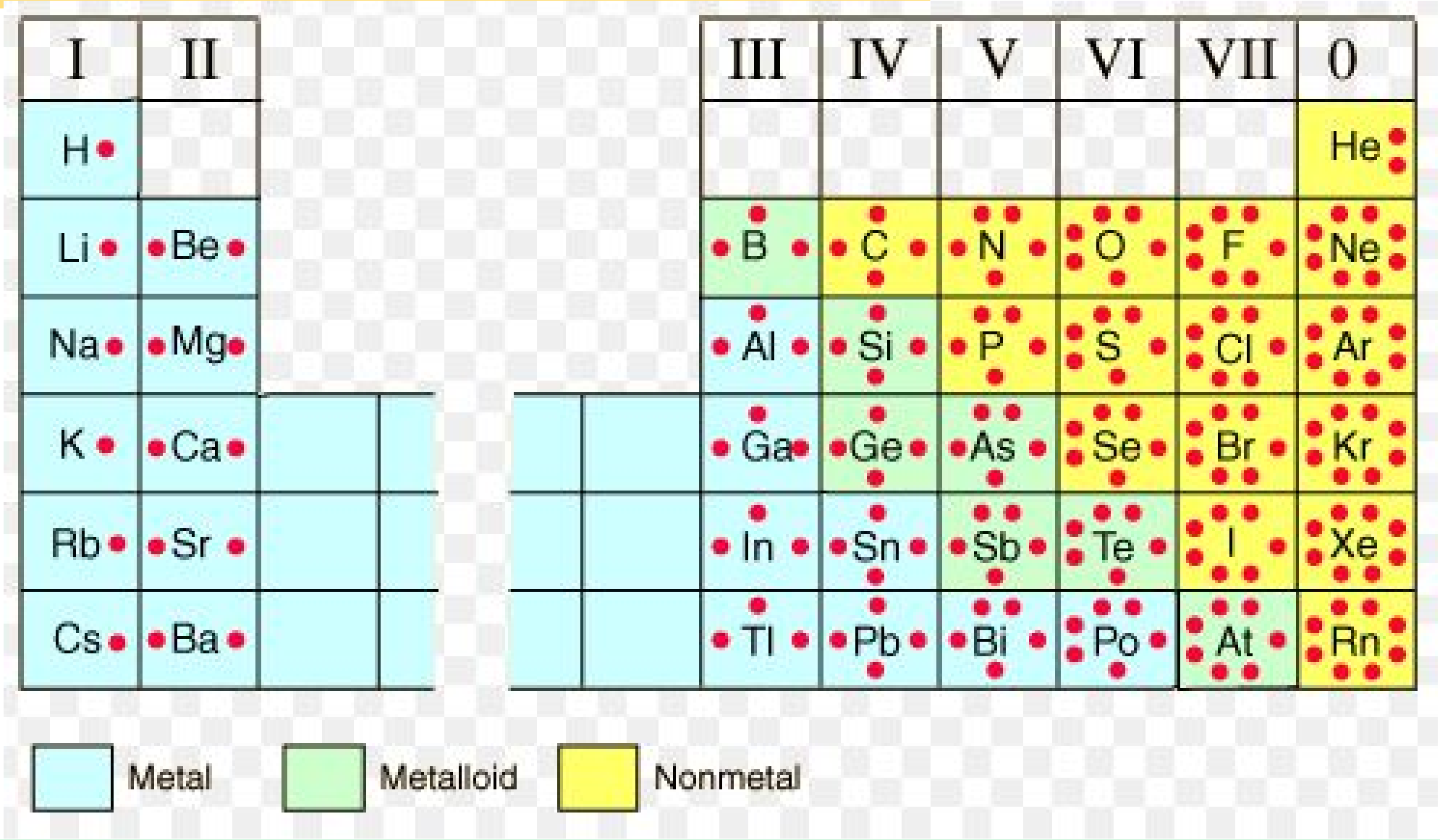
1 เส้นตรง (———) แทน e^-คู่ร่วมพันธะ 1 คู่

2 เส้นตรง (═══) แทน e^-คู่ร่วมพันธะ 2 คู่

3 เส้นตรง (≡≡≡) แทน e^-คู่ร่วมพันธะ 3 คู่



1.2 วิธีเขียนสูตรโครงสร้างของโมเลกุลโคเวเลนต์



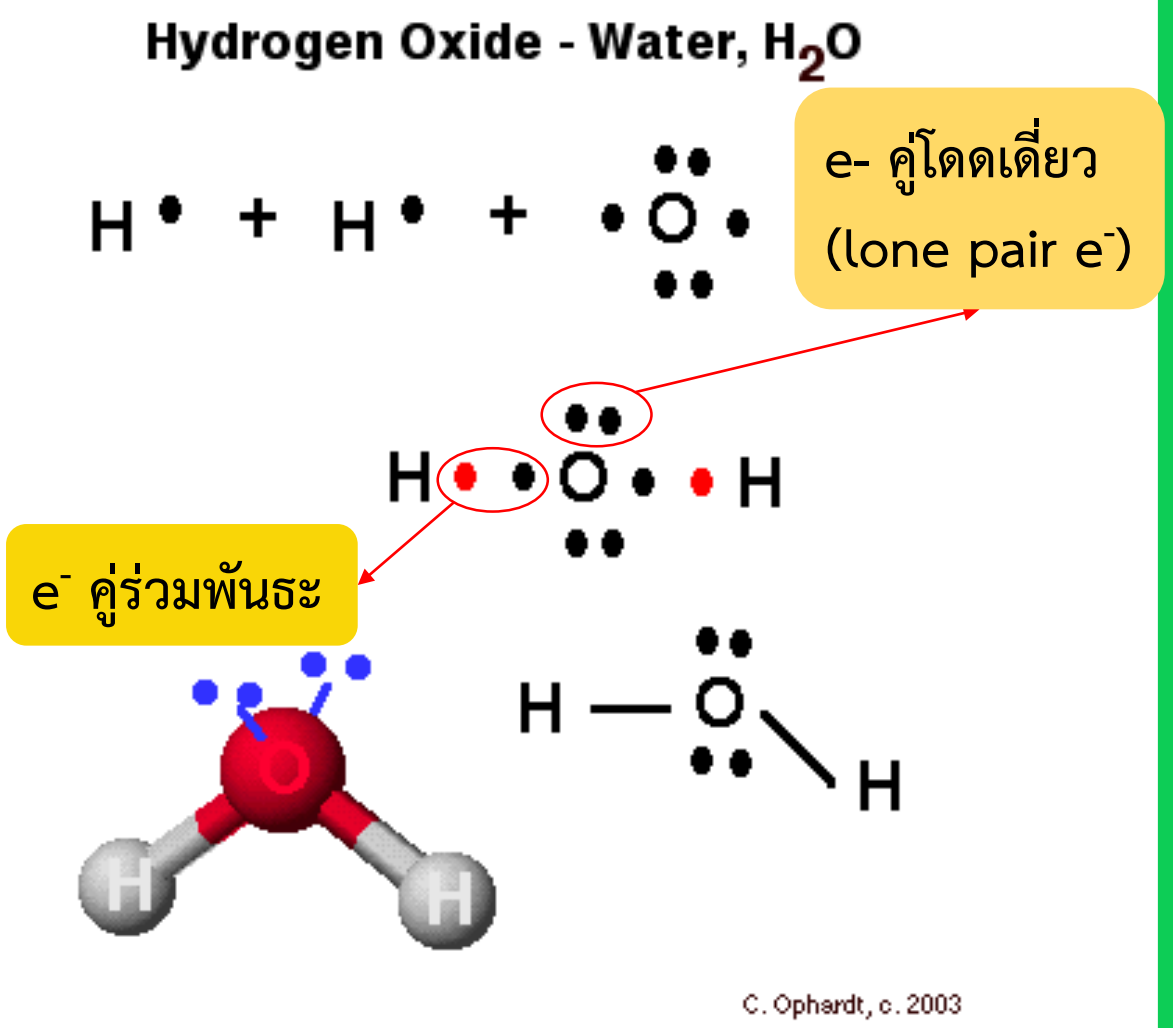
Oxygen (O) หมู่ VIA: มี 6 valance electrons

Hydrogen (H) หมู่ IA : มี 1 valance electron

NOTE: There are TWO hydrogen atoms,

so multiply 1 valance electron X 2 atoms

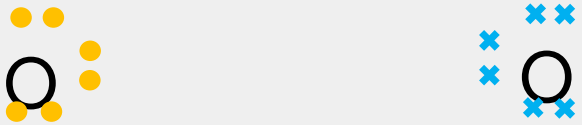
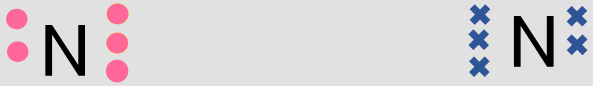
Total: 6 + 2 = 8 valance electrons



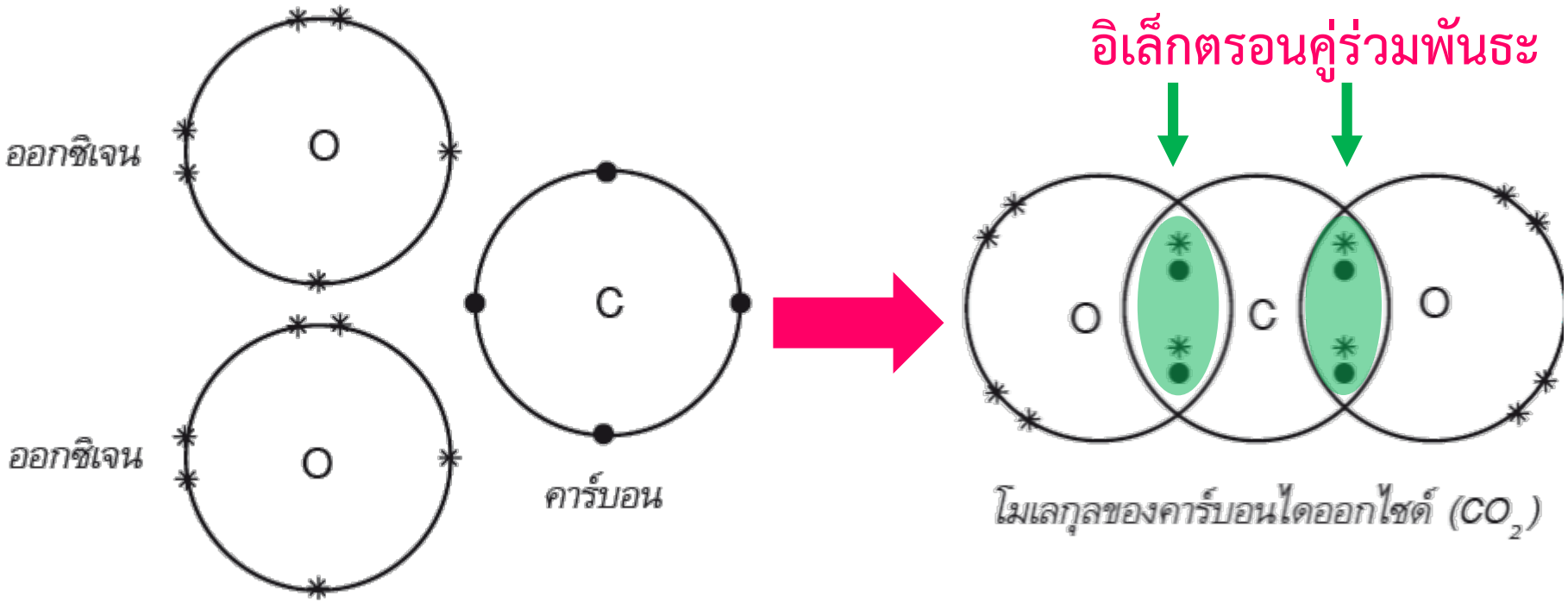
1.3 ชนิดของพันธะโคเวเลนต์

การเขียนสูตรโครงสร้างพันธะโคเวเลนต์ที่มีการใช้ Ve^- เป็นคู่ๆนั้น เขียนได้ 2 แบบ คือ

- สูตรแบบจุดของ ลิวอิส
- สูตรแบบเส้น : เขียนเฉพาะ e- คู่ร่วมพันธะเท่านั้น โดยจะเขียนแทนด้วยเส้น

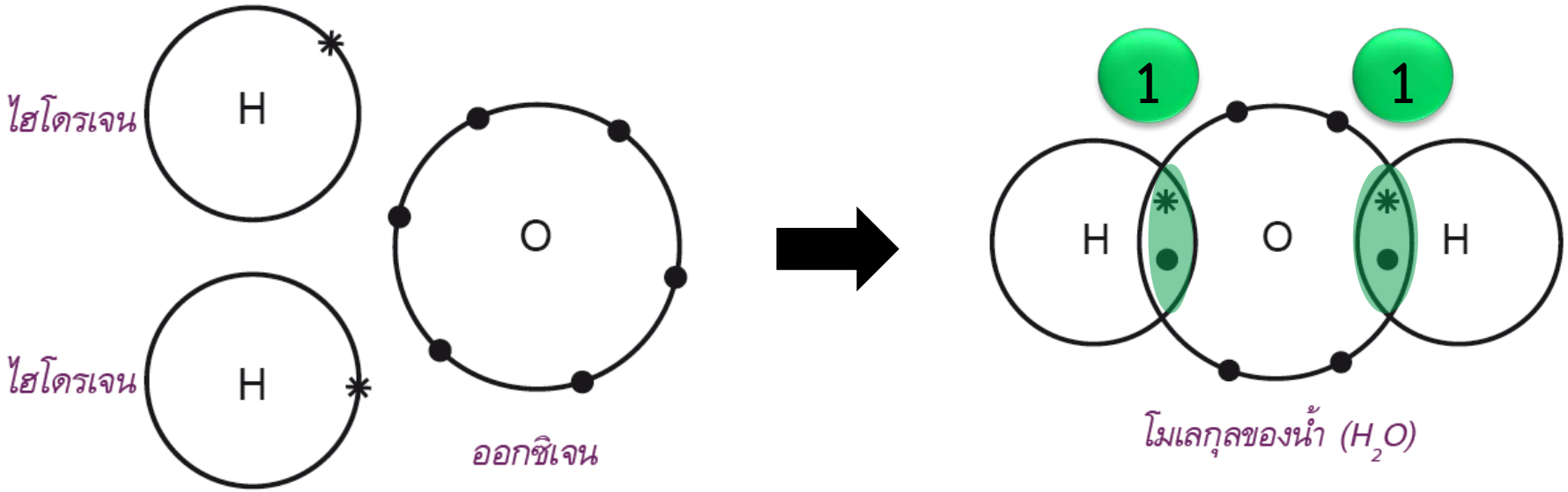
สาร	สูตรแบบจุด	สูตรแบบเส้น
Cl_2		Cl—Cl
O_2		O=O
N_2		N≡N

การเกิดพันธะโคเวเลนต์ในโมเลกุลของคาร์บอนไดออกไซด์



ชนิดของพันธะโคเวเลนต์

พันธะเดี่ยว พันธะคู่ พันธะสาม



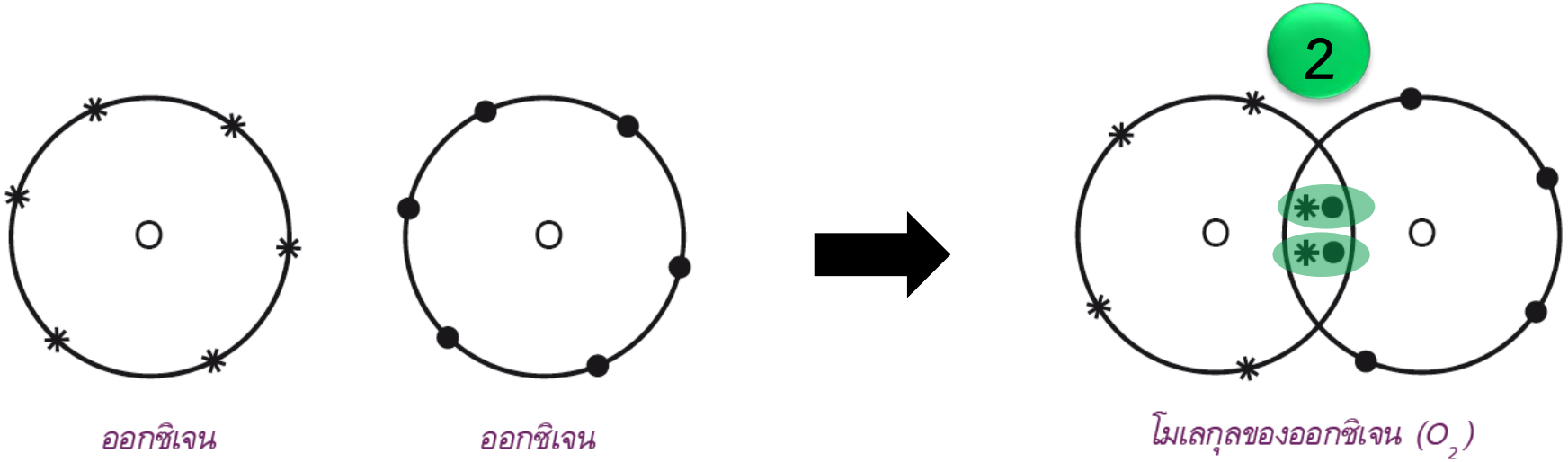
การเกิดพันธะเดี่ยวในโมเลกุลของน้ำ

ชนิดของพันธะโคเวเลนต์

พันธะเดี่ยว

พันธะคู่

พันธะสาม



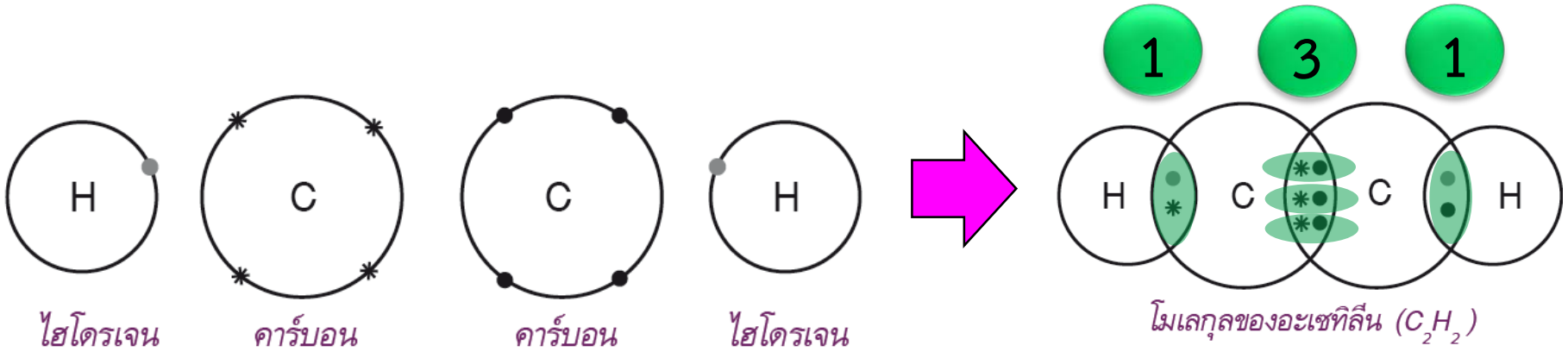
การเกิดพันธะคู่ในโมเลกุลของออกซิเจน

ชนิดของพันธะโคเวเลนต์

พันธะเดี่ยว

พันธะคู่

พันธะสาม



การเกิดพันธะสามในโมเลกุลของอะเซทิลีน

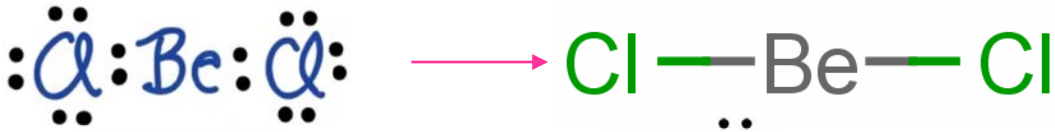
ข้อยกเว้นสำหรับกฎออกเตด

โมเลกุลโคเวเลนต์ มีการจัดเรียง e- เป็นไปตามกฎออกเตด ซึ่งทำให้สารประกอบอยู่ในสภาพที่เสถียร แต่อย่างไรก็ตาม พบว่า สารประกอบบางชนิดมีการจัดเรียง e- ไม่เป็นไปตามกฎออกเตด จัดเป็นข้อยกเว้น

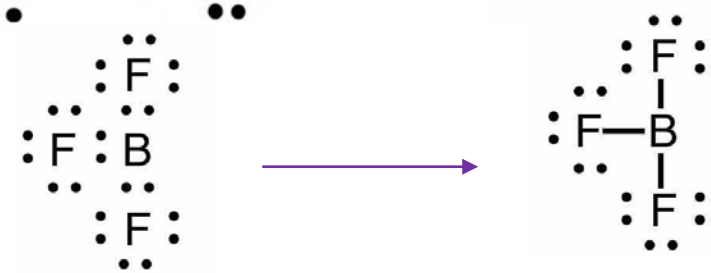
<u>1. พวกไม่ครบออกเตด</u> ได้แก่ สารประกอบของธาตุในคาบที่ 2 ของตารางธาตุที่มี Ve- น้อยกว่า 4 เช่น B, Be เป็นต้น

<u>Example</u>

$BeCl_2$

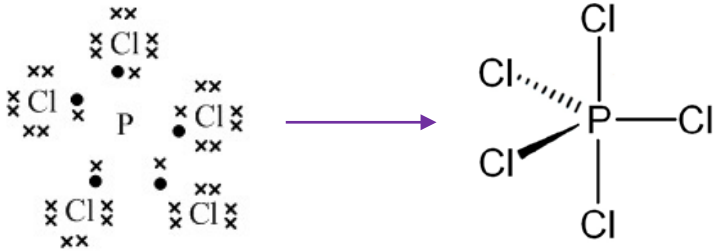


BF_3

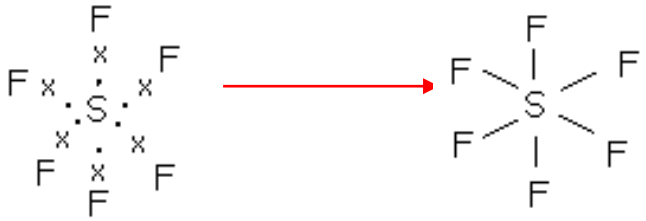


<u>2. พวกที่เกินออกเตด</u> ได้แก่ สารประกอบของธาตุที่อยู่ในคาบ 3 ของตารางธาตุเป็นต้นไป สามารถสร้างพันธะแล้วทำให้ e- เกิน 8 เช่น PCl_5 , SF_6 เป็นต้น

PCl_5



SF_6

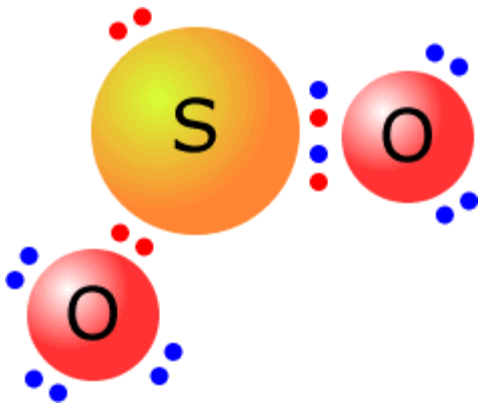


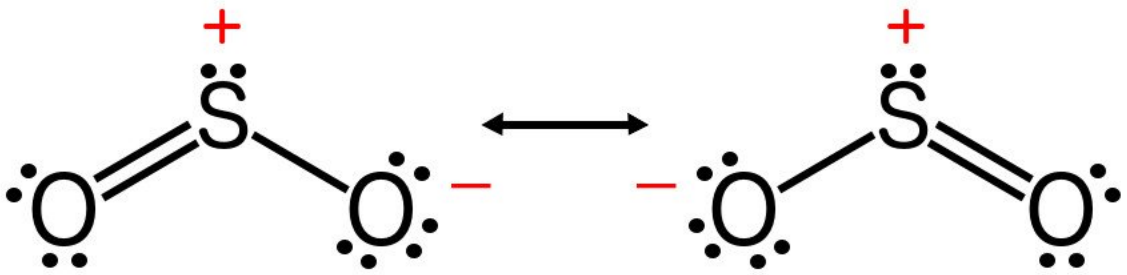
1.4 พันธะโคออดิเนตโคเวเลนต์ (Coordinate covalent bond)

จะเป็นการใช้ e- ร่วมกันอีกแบบหนึ่ง โดยที่ e- คู่ร่วมพันธะทั้ง 2 ตัว จะได้จากอะตอมคู่สร้างพันธะเพียงตัวเดียว อีกอะตอมหนึ่งเพียงแต่เข้ามาใช้ e- ด้วย เพื่อให้ครบออกเตดเท่านั้น

<u>Example</u>

SO_2





S ⟶O แสดงว่า เป็นพันธะโคออดิเนตโคเวเลนต์ ซึ่งเกิดจากการใช้ e- ร่วมกัน 1 คู่ e- ทั้งคู่นั้นได้มาจากอะตอมของ S

ใบงาน Diagram เรื่อง พันธะโคเวเลนต์

1.ความหมาย

พันธะโคเวเลนต์

(Covalent bond)

2.ชนิดของพันธะโคเวเลนต์

3.ตัวอย่างโครงสร้างสารโคเวเลนต์แบบจุดและเส้น

Work Mode : 30 นาที

กำหนดตัวอย่างสารโคเวเลนต์ดังนี้

1) BCl_3
2) NF_3
3) HCN
4) CS_2
5) H_2O_2
6) CH_2O
7) PH_3
8) $SiCl_4$
9) Cl_2O
10) $BeCl_2$

1.5 การเขียนสูตรสารโคเวเลนต์

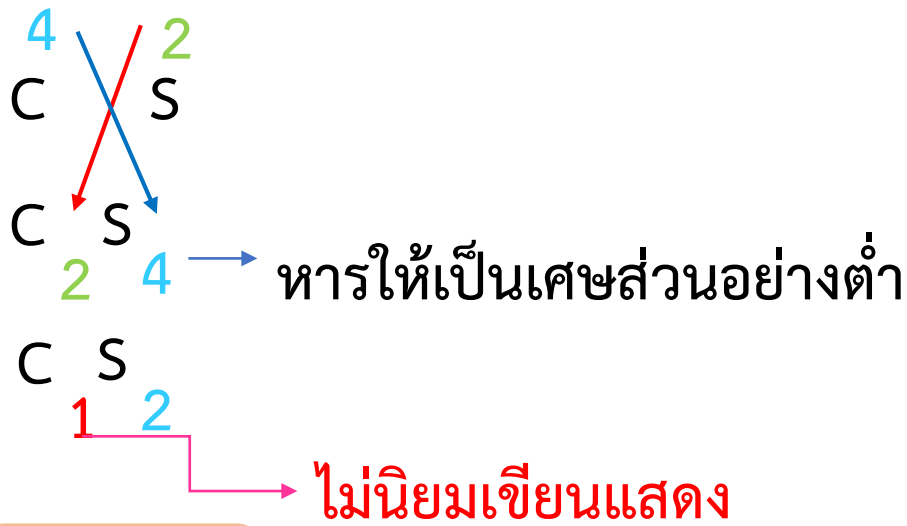
1. โมเลกุลโคเวเลนต์ เกิดจากการรวมกันของธาตุตั้งแต่ 2 อะตอมขึ้นไป กำหนดให้เขียนสัญลักษณ์ของธาตุเรียงลำดับดังนี้ B, Si, C, P, N, H, Se, S, I, Br, Cl, O, F ตามลำดับ

2. ใช้e^-คู่ร่วมพันธะของแต่ละอะตอมของธาตุคูณไขว้

<u>Example</u> จงเขียนสูตรสารประกอบโคเวเลนต์ $_{6}C$ และ $_{16}S$

จัดเรียง e- ของ $_{6}C$ = 2 4 มี e^-คู่ร่วมพันธะ คือ 4

$_{16}S$ = 2 8 6 มี e^-คู่ร่วมพันธะ คือ 2



CS_2

1.6 การอ่านชื่อสารประกอบโคเวเลนต์

1.สารโคเวเลนต์ที่โมเลกุลประกอบด้วยธาตุชนิดเดียว ให้เรียกชื่อของธาตุนั้น ส่วนใหญ่โมเลกุลมีสถานะแก๊ส จึงนิยมเรียกชื่อโดยระบุสถานะด้วย เพื่อให้แตกต่างจากอะตอมของธาตุนั้น เช่น O_2 เรียกว่า แก๊สออกซิเจน

2.เรียกชื่อธาตุที่อยู่ข้างหน้าก่อน แล้วตามด้วยชื่อของอีกธาตุหนึ่ง พร้อมเปลี่ยนเสียงพยางค์ท้ายของธาตุหลังเป็น –ไอด์ (-ide)

เช่น ถ้าธาตุอยู่หลังเป็น Cl = คลอไรด์(chloride) P = ฟอสไฟด์ (phosphide) N = ไนไตรด์(nitride)

O = ออกไซด์ (oxide) C = คาร์ไบด์ (carbide) F = ฟลูออไรด์(fluoride)

S = ซัลไฟด์ (sulfide) Br = โบรไมด์ (Bromide)

3.นอกจากเรียกชื่อธาตุแล้ว ต้องบอกจำนวนอะตอมของธาตุด้วย โดยใช้ภาษากรีก ดังนี้

จำนวนอะตอม	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
คำอ่าน	มอนอ	ได	ไตร	เตตระ	เพนตะ	เฮกซะ	เฮปตะ	ออกตะ	โนนะ	เดคะ
ภาษากรีก	mono	di	tri	tetra	penta	hexa	hepta	octa	nona	deca

1.6 การอ่านชื่อสารประกอบโคเวเลนต์

ตัวอย่างการเรียกชื่อสารโคเวเลนต์

CO = คาร์บอนมอนอออกไซด์ หรือ คาร์บอนมอนอกไซด์ (carbon monox<u>ide)</u>

CO_2 = คาร์บอนไดออกไซด์ (carbon diox<u>ide)</u>

NO = ไนโตรเจนมอนอออกไซด์ หรือ ไนโตรเจนมอนอกไซด์ (nitrogen monox<u>ide)</u>

N_2O = ไดไนโตรเจนมอนอออกไซด์ หรือ ไดไนโตรเจนมอนอกไซด์ (dinitrogen monox<u>ide)</u>

N_2O_3 =

N_2O_5 =

1.7 ความยาวพันธะและพลังงานพันธะ

ความยาวพันธะ → ระยะระหว่างนิวเคลียสของอะตอมคู่หนึ่งๆ ที่สร้างพันธะกันในโมเลกุล

ตัวอย่าง ความยาวพันธะของอะตอมคู่หนึ่งๆในสารประกอบต่างชนิดกัน

ชนิดของพันธะ	ชนิดของโมเลกุล	ความยาวพันธะ
O-H	H_2O	96
	CH_3OH	96
	H_2O_2	97
	HNO_2	98

เฉลี่ย 97

ชนิดของพันธะ	ชนิดของโมเลกุล	ความยาวพันธะ
C-C	เพชร	154
	C_2H_6	154
	C_3H_8	154
	C_2H_5OH	155

เฉลี่ย 154

1.7 ความยาวพันธะและพลังงานพันธะ

ปฏิกิริยาเคมี แบ่งตามพลังงานที่เปลี่ยนไปออกเป็น 2 ประเภท คือ

1. ปฏิกิริยาคายพลังงาน ระบบ —พลังงาน→ สิ่งแวดล้อม

เช่น $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)} + 92\ J$

2. ปฏิกิริยาดูดพลังงาน ระบบ ←พลังงาน— สิ่งแวดล้อม

เช่น $HCl_{(g)} + 431\ KJ \longrightarrow H_{(g)} + Cl_{(g)}$

สรุป สร้าง-คาย

สลาย-ดูด

1.7 ความยาวพันธะและพลังงานพันธะ

พลังงานพันธะ → พลังงานน้อยสุดที่ต้องใช้เพื่อสลายพันธะระหว่างอะตอมภายในโมเลกุลสถานะก๊าซ ให้เป็นอะตอมเดี่ยว

พลังงานพันธะเฉลี่ย → ในกรณีที่โมเลกุลโคเวเลนต์นั้นประกอบด้วยอะตอม มากกว่า 2 อะตอม เช่น H_2O, CO_2, CH_3OH ภายในโมเลกุลจะมีมากกว่า 1 พันธะ พลังงานที่ใช้ในการสลายโมเลกุลให้กลายเป็นอะตอมเดี่ยว จะต้องถูกใช้เพื่อสลายพันธะหลายพันธะด้วยกัน

สำหรับอะตอมคู่ร่วมพันธะชนิดเดียวกัน แสดงความสัมพันธ์ได้ดังนี้

ความยาวพันธะ	: single bond > double bond > triple bond
พลังงานพันธะ	: single bond < double bond < triple bond
ความแข็งแรงของพันธะ	: single bond < double bond < triple bond

1.8 การคำนวณพลังงานพันธะ

ค่าพลังงานพันธะในปฏิกิริยาหนึ่งๆ จะเกิดขึ้นเป็น 2 ขั้น ดังนี้

- สารตั้งต้น ต้องมีการ<u>สลายพันธะ</u> ออกจากกันเป็นอะตอมด้วยการ “ดูดพลังงาน (+)”
- ผลิตภัณฑ์ จะมีการ<u>สร้างพันธะ</u>ขึ้นมาใหม่ระหว่างอะตอมคู่ใหม่ด้วยการ “คายพลังงาน (-)”

สมการ : สารตั้งต้น $\longrightarrow$ ผลิตภัณฑ์

$(+)E_1$ $(-)\ E_2$

E_{total} (ผลรวมพลังงาน) $= E_1(+) + E_2(-)$

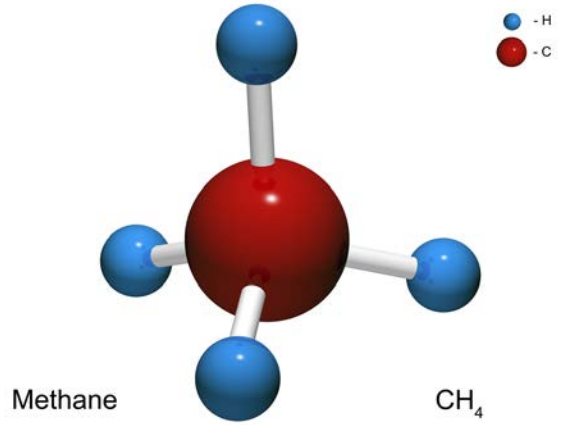
- ดูด : $E_1(+) > E_2\ (-)$
- คาย : $E_1(+) < E_2(-)$

ดังนั้นโจทย์ที่คำนวณเกี่ยวกับพลังงานพันธะ มี 2 แบบ ดังนี้

การคำนวณพลังงานพันธะ แบบที่ 1 : อย่างสมบูรณ์

Bond	Bond Energy, kJ/mol	Bond	Bond Energy, kJ/mol	Bond	Bond Energy, kJ/mol
H—H	436	C—C	347	N—N	163
H—C	414	C=C	611	N=N	418
H—N	389	C≡C	837	N≡N	946
H—O	464	C—N	305	N—O	222
H—S	368	C=N	615	N=O	590
H—F	565	C≡N	891	O—O	142
H—Cl	431	C—O	360	O=O	498
H—Br	364	C=O	736[b]	F—F	159
H—I	297	C—Cl	339	Cl—Cl	243
				Br—Br	193
				I—I	151

<u>EX 1</u> การสลายพันธะในโมเลกุลมีเทน (CH_4) 1 โมล ออกเป็นอะตอมเดี่ยว <u>อย่างสมบูรณ์</u>ต้องใช้พลังงานเท่าใด



<u>วิธีทำ</u> CH_4 1 mol มีพันธะ C-H 4 mol

พลังงานพันธะของ C-H = 414 kJ/mol

พลังงานที่ใช้สลายพันธะ CH_4 1 mol

= 4 mol C-H × 414 kJ/mol C-H

= 1656 kJ

การคำนวณพลังงานพันธะแบบที่ 2

EX 2 กำหนดให้

พันธะระหว่าง	พลังงานพันธะ (kJ/mol)
H-H	436
H-N	391
N≡N	945

ในกรณีนี้จะต้องเขียนสมการการเกิดปฏิกิริยาเคมี แล้วดุลจำนวนธาตุทั้ง 2 ข้างให้เท่ากันด้วยการหา ค.ร.น. ซึ่งจะมีพลังงานเกี่ยวข้องทั้ง 2 ขั้นตอน คือ

- สารตั้งต้น = ดูดพลังงาน (+)
- ผลิตภัณฑ์ = คายพลังงาน (-)

จากปฏิกิริยาเคมี $N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$ เป็นการดูดหรือคายพลังงานกี่ kJ

วิธีทำ ดุลสมการ : $N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$

$$(N{\equiv}N) + 3(H\text{-}H) \longrightarrow 2\left(\begin{array}{c} H\text{-}N\text{-}H \\ | \\ H \end{array}\right)$$

$$(N{\equiv}N) + 3(H\text{-}H) \longrightarrow 2[3(H\text{-}N)]$$

$$E_{total} = E_1 + E_2$$

$$= (+945) + 3(+) + 6(-391)$$

$$= (+2253) + (-2346)$$

$$= -93 \text{ kJ}$$

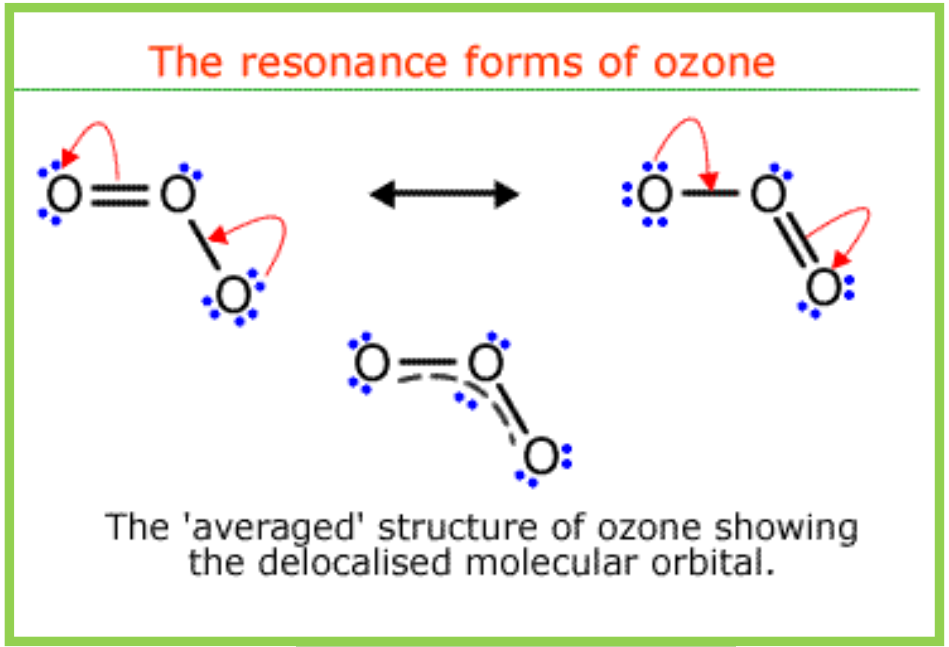
∴ เป็นปฏิกิริยาคายความร้อน 93 kJ

1.8 แนวคิดเกี่ยวกับเรโซแนนซ์

เป็นปรากฏการณ์ที่ทำให้สามารถเขียนโครงสร้างลิวอิสได้มากกว่า 1 แบบ เรียกว่า เรโซแนนซ์(resonance)

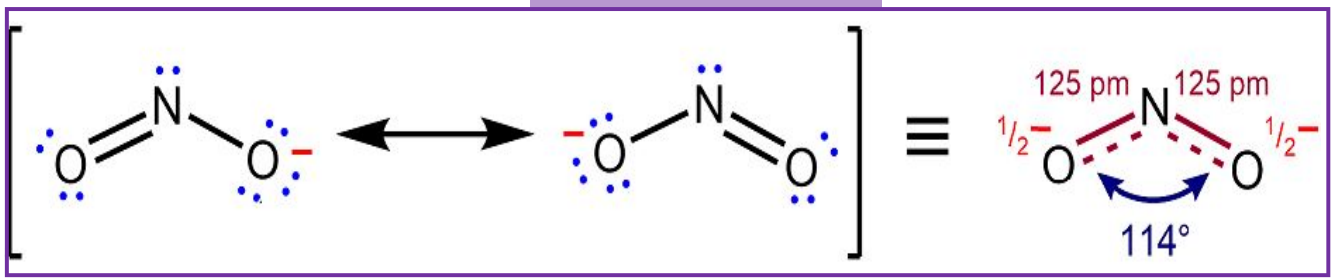
โครงสร้างที่แสดงการเกิดเรโซแนนซ์ เรียกว่า โครงสร้างเรโซแนนซ์

เช่น

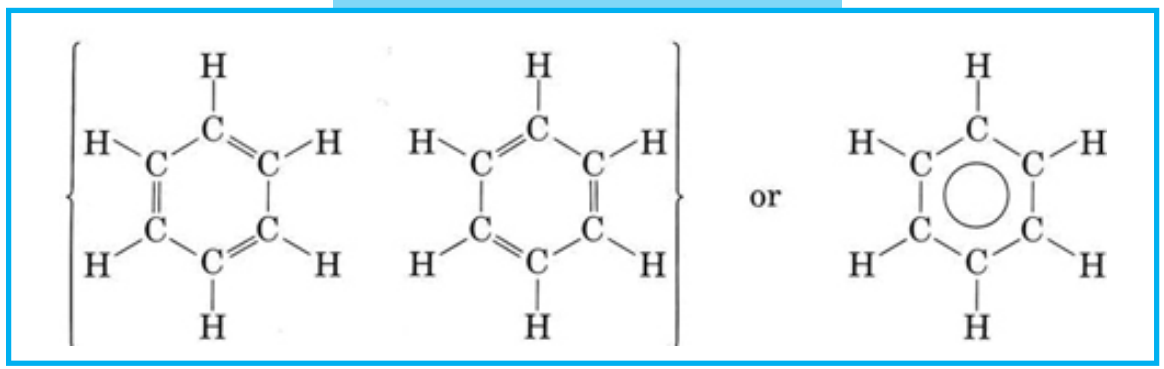


โมเลกุลโอโซน (O_3)

โมเลกุล $[NO_2]^-$



โมเลกุลเบนซีน (C_6H_6)



1.9 รูปร่างโมเลกุลโคเวเลนต์

สารโคเวเลนต์จะมีรูปร่างเฉพาะตัวที่แตกต่างกันไป โดยใน 1 โมเลกุล จะต้องมีตั้งแต่ 3 อะตอมขึ้นไป ซึ่งในโมเลกุลนั้นแบ่งออกเป็น 2 ส่วน คือ

- อะตอมกลาง (Central atom) : เป็นธาตุที่มี e- คู่ร่วมพันธะมากสุด
  - ธาตุที่มีจำนวนอะตอมน้อยสุด
- ลิแกนด์ (Ligand) : ธาตุที่ล้อมรอบพันธะโคเวเลนต์ด้วยอะตอมกลาง
  - ธาตุที่มีจำนวนอะตอมมากสุด

เช่น

NH_3
- N = อะตอมกลาง
- 3H = ลิแกนด์

H_2O
- 2H = ลิแกนด์
- O = อะตอมกลาง

1.9.1 ทฤษฎีการผลักระหว่างคู่ e^- ในวงเวเลนซ์ (Valence Shell Electron Pair Repulsion theory) : VSEPR

รูปร่างโมเลกุลโคเวเลนต์ขึ้นอยู่กับจำนวนพันธะโคเวเลนต์ หรือ จำนวน e- คู่ร่วมพันธะ และจำนวนe-คู่โดดเดี่ยว (lone pair e-) ของอะตอมกลางเป็นหลัก โดยคู่e- เหล่านั้นจะจัดตัวเองรอบๆอะตอมกลางให้อยู่ห่างกันมากที่สุด เพื่อให้เกิดแรงผลักระหว่างคู่e-น้อยที่สุด

สูตรทั่วไป AX_mE_n

เมื่อ A = อะตอมกลาง

X = ลิแกนด์

m = จำนวน e- คู่ร่วมพันธะ (จำนวนลิแกนด์)

E = สัญลักษณ์ใช้แทน e- คู่โดดเดี่ยว

n = จำนวน e- คู่โดดเดี่ยว

การพิจารณารูปร่างสารโคเวเลนต์ ใช้จำนวน e^- รอบอะตอมกลางเป็นหลัก ส่วนใหญ่เป็นเลขคู่ คือ $4e^-$ (2คู่) , $6e^-$(3คู่), $8e^-$(4คู่), $10e^-$(5คู่)

1.9.1 ทฤษฎีการผลักระหว่างคู่e- ในวงเวเลนซ์ (Valence Shell Electron Pair Repulsion theory) : VSEPR

สูตรทั่วไป AX_mE_n

การใช้ทฤษฎี VSEPR มีข้อกำหนดบางประการ เช่น

1. ใช้ได้กับโมเลกุลหรือไอออนที่ยึดเหนี่ยวกันด้วยพันธะโคเวเลนต์เท่านั้น
2. พันธะเดี่ยว คู่ และ สาม หรือพันธะโคออดิเนตโคเวเลนต์ ถือว่าเป็น 1 พันธะ
3. แรงผลักระหว่างคู่อิเล็กตรอน เรียงลำดับได้ดังนี้

   lone pair e^- กับ lone pair e^- > lone pair e^- กับ e^-คู่ร่วมพันธะ > e^-คู่ร่วมพันธะ กับ e^-คู่ร่วมพันธะ
4. อะตอมกลางใช้ e- = เลขหมู่ (Ve-)
5. ลิแกนด์หมู่ 7 มีเพียง 1 e- เท่านั้น จากนั้นให้นำจำนวนลิแกนด์คูณ 1
6. รวมจำนวน e- ขั้น 4 และ 5 เข้าด้วยกัน แล้วแบ่งเป็นคู่เพื่อปรับเข้าสูตรหลัก AX_2, AX_3, AX_4, AX_5 และ AX_6
7. พิจารณาที่สาร ว่ามีสูตร ครบตามสูตรหลักหรือไม่

   - ถ้ามีสูตรครบตามสูตรหลักแล้ว แสดงว่า สารนี้มีรูปร่างเดียวกับสูตรหลัก
   - ถ้ามีสูตรไม่ครบตามสูตรหลัก แสดงว่า สารนี้เกิด E เท่ากับจำนวนคู่ e-ที่ขาดหายไปตามสูตรหลัก

1. โมเลกุลที่อะตอมกลางไม่มี e^- คู่โดดเดี่ยว

1. AX_2 เส้นตรง (Linear)

1.1 โมเลกุลที่ไม่มีอะตอมกลาง

เช่น H_2 , O_2 , HCl, , N_2

1.2 โมเลกุลที่อะตอมกลางมี 2 พันธะ เช่น $BeCl_2$, CO_2

มุมระหว่างพันธะ 180°

2. AX_3 สามเหลี่ยมแบนราบ (trigonal planar)

2.1 โมเลกุลที่อะตอมกลางมี 3 พันธะ เช่น BF_3 , CH_2O, SO_3

มุมระหว่างพันธะ 120°

3. AX_4 ทรงสี่หน้า (tetrahedral)

3.1 โมเลกุลที่อะตอมกลางมี 4 พันธะ เช่น CH_4 , CCl_4 , NH_4^+

มุมระหว่างพันธะ 109.5°

1. โมเลกุลที่อะตอมกลางไม่มี e^- คู่โดดเดี่ยว

4. AX_5 พีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม (trigonal bipyramidal)

4.1 อะตอมกลางมี 5 พันธะ

เช่น PF_5 , PCl_5

มุมระหว่างพันธะ 120° และ 90°

5. AX_6 ทรงแปดหน้า (octahedral)

5.1 อะตอมกลางมี 6 พันธะ เช่น BF_6

มุมระหว่างพันธะ 90°

2. โมเลกุลที่อะตอมกลางมี e^- คู่โดดเดี่ยว

1. AX_2E_1 หรือ AX_2E_2 มุมงอ (Bent)

1.1 อะตอมกลางมี 2 พันธะ

1.2 e^- คู่โดดเดี่ยว 1 คู่ หรือ 2 คู่

เช่น H_2O , SO_2

มุมระหว่างพันธะ 105°

(มุมไม่แน่นอนขึ้นอยู่กับชนิดโมเลกุล)

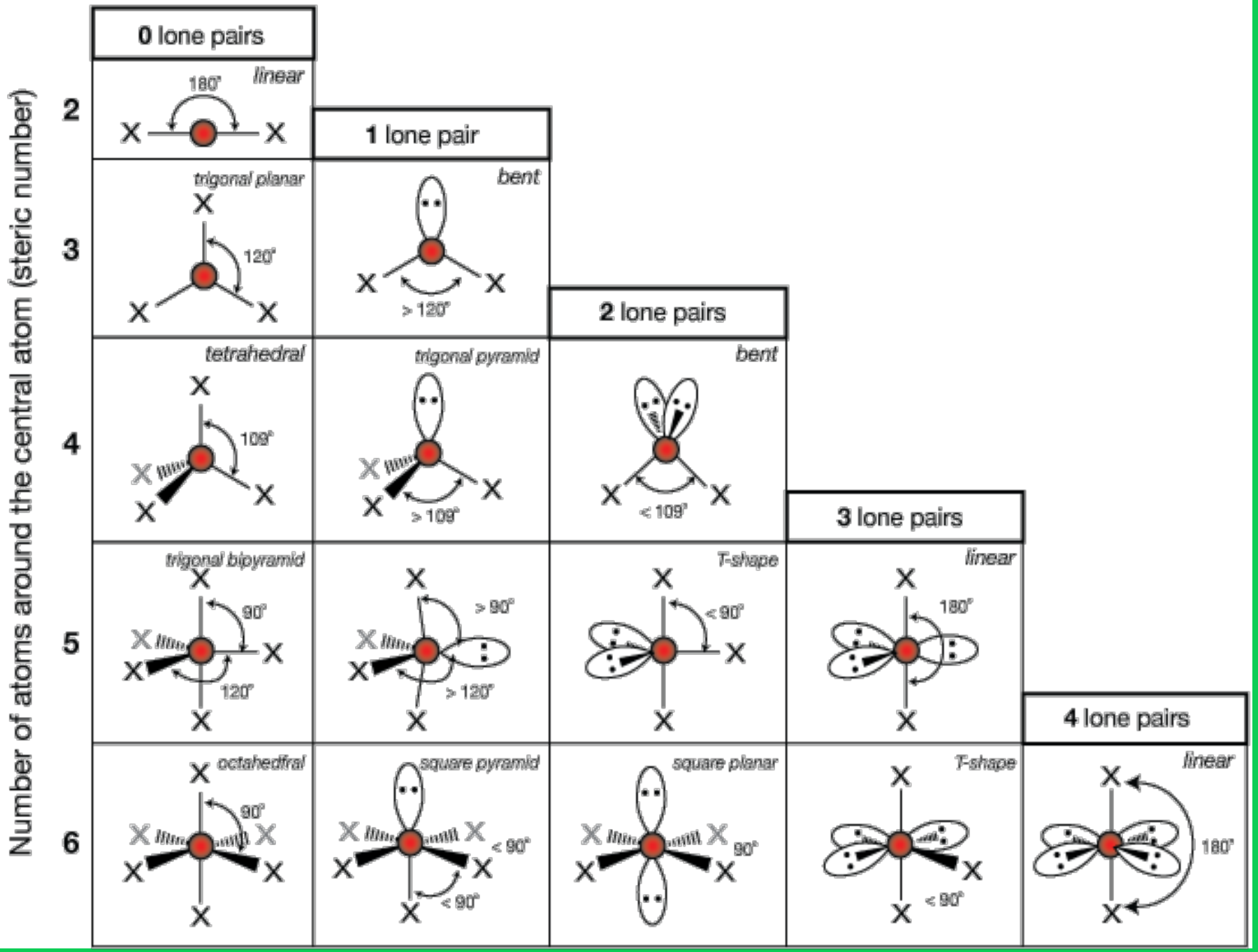
2. AX_3E_1 พีระมิดฐานสามเหลี่ยม (trigonal pyramidal)

2.1 อะตอมกลางมี 3 พันธะ

2.2 1.2 e^- คู่โดดเดี่ยว 1 คู่ เช่น NH_3, PCl_3

มุมระหว่างพันธะ 107.3°

ตารางสรุปรูปร่างโมเลกุลโคเวเลนต์



1.10 สภาพขั้วของโมเลกุลโคเวเลนต์

ขั้วของพันธะเกิดจากผลต่างของค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี (EN) หรือสภาพไฟฟ้าลบของธาตุคู่ร่วมพันธะ

- ถ้าธาตุคู่ร่วมพันธะมี EN ต่างกัน จะได้พันธะมีขั้ว ยิ่งต่างกันมากเท่าใดสภาพขั้วของพันธะยิ่งมากขึ้น
- ถ้าธาตุคู่ร่วมพันธะมี EN เท่ากัน จะได้พันธะไม่มีขั้ว

EN หรือ สภาพไฟฟ้าลบ => ความสามารถในการดึง e- ของธาตุที่รวมกันเป็นสารประกอบอะตอมที่มีขนาดเล็ก จะมีค่า EN สูงกว่าอะตอมที่มีขนาดใหญ่ และอะตอมที่มีโปรตอนมากจะมีค่า EN สูงกว่าอะตอมที่มีโปรตอนน้อย

ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี (Electronegativity)

0,86 | 1,51 | 2,16 | 2,8 | 3,45 | 4,1

	I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII
1	2.2 H																	He
2	0.97 Li	1.47 Be											2.01 B	2.5 C	3.07 N	3.5 O	4.1 F	Ne
3	1.01 Na	1.23 Mg					Cur						1.47 Al	1.74 Si	2.06 P	2.44 S	2.83 Cl	Ar
4	0.91 K	1.04 Ca	1.2 Sc	1.32 Ti	1.45 V	1.56 Cr	1.6 Mn	1.64 Fe	1.7 Co	1.75 Ni	1.75 Cu	1.66 Zn	1.82 Ga	2.02 Ge	2.2 As	2.48 Se	2.74 Br	Kr
5	0.89 Rb	0.99 Sr	1.11 Y	1.22 Zr	1.23 Nb	1.3 Mo	1.36 Tc	1.42 Ru	1.45 Rh	1.3 Pd	1.42 Ag	1.46 Cd	1.49 In	1.72 Sn	1.82 Sb	2.01 Te	2.21 I	Xe
6	0.86 Cs	0.97 Ba		1.23 Hf	1.33 Ta	1.4 W	1.46 Re	1.52 Os	1.55 Ir	1.42 Pt	1.42 Au	1.44 Hg	1.44 Tl	1.55 Pb	1.67 Bi	1.76 Po	1.96 At	Rn
7	0.86 Fr	0.97 Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
				1.08 La	1.08 Ce	1.07 Pr	1.07 Nd	1.07 Pm	1.07 Sm	1.01 Eu	1.11 Gd	1.1 Tb	1.1 Dy	1.1 Ho	1.11 Er	1.11 Tm	1.06 Yb	1.14 Lu
				1.0 Ac	1.11 Th	1.14 Pa	1.22 U	1.22 Np	1.22 Pu	1.2 Am	1.2 Cm	1.2 Bk	1.2 Cf	1.2 Es	1.2 Fm	1.2 Md	1.2 No	Lr

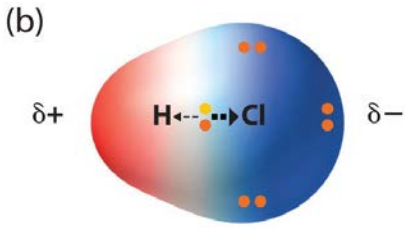
1.10 สภาพขั้วของโมเลกุลโคเวเลนต์

การเกิดสภาพขั้ว คิดจากค่า EN (การดึง e- เข้าหาตัวเอง) ของแต่ละธาตุต่อกัน โดยการเกิดสภาพขั้วเกิดได้ดังนี้

1. พันธะมีขั้ว – ไม่มีขั้ว (polar & non-polar bond)

- พันธะไม่มีขั้ว => เกิดระหว่างธาตุชนิดเดียวกัน มี EN เท่ากัน ทำให้ e- คู่ร่วมพันธะอยู่กึ่งกลางพอดี (กลุ่มหมอก e- กระจายเท่าๆกัน)

- พันธะมีขั้ว => เกิดระหว่างธาตุต่างชนิดกัน มี EN ไม่เท่ากัน ทำให้
  - e- คู่ร่วมพันธะอยู่ใกล้ธาตุที่มีค่า EN มากกว่า จึงทำให้ประจุไฟฟ้าด้านนี้ “ค่อนข้างลบ”
  - e- คู่ร่วมพันธะอยู่ห่างกับธาตุที่มีค่า EN น้อย ทำให้ประจุไฟฟ้าด้านนี้ “ค่อนข้างบวก”



Polar covalent bond

δ^+ (อ่านว่า เดลต้าบวก) แทน ENน้อย

δ^- (อ่านว่า เดลต้าลบ) แทน ENมาก

$\longrightarrow$ จะไปทาง EN มาก

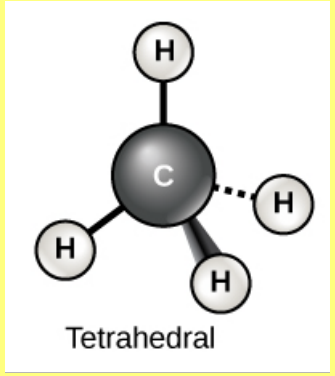
2. โมเลกุลมีขั้ว – ไม่มีขั้ว (polar & non-polar molecule)

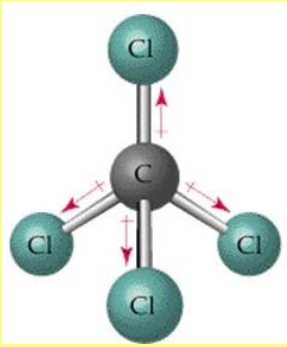
การพิจารณาสภาพขั้วทั้งโมเลกุล ดูจาก “ค่าแรงลัพธ์ (dipole moment)”

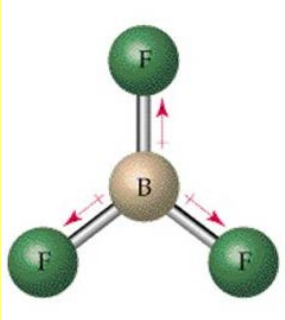
- แรงลัพธ์ คิดจากชนิดของลิแกนด์ และคิดจากมุมระหว่างพันธะ

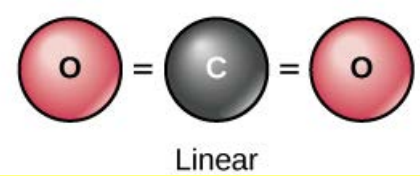
แรงลัพธ์ = 0 → โมเลกุลไม่มีขั้ว

- ลิแกนด์เหมือนกันทุกลิแกนด์
- มุมระหว่างพันธะเท่ากัน



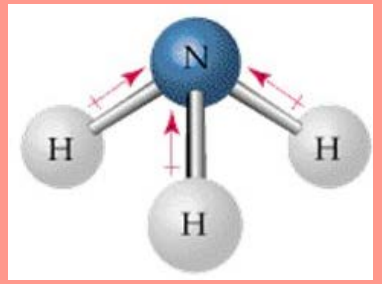


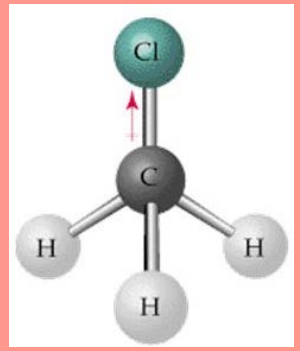


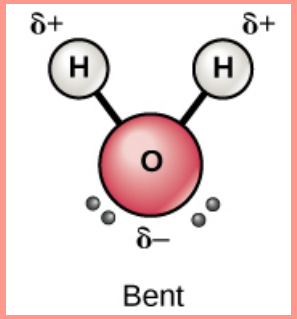


แรงลัพธ์ ≠ 0 → โมเลกุลมีขั้ว

- ชนิดลิแกนด์ต่างจากตัวอื่นอย่างน้อย 1 ชนิด
- มุมระหว่างพันธะไม่เท่ากัน

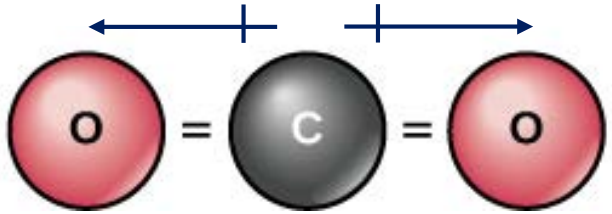






ตัวอย่าง

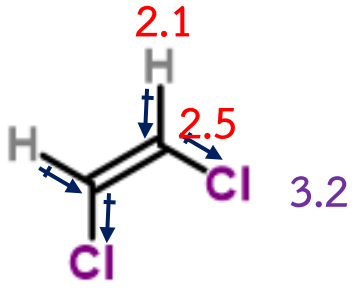
1. โมเลกุลที่อะตอมกลางมีการใช้ e- วงนอกทั้งหมดในการสร้างพันธะ



พันธะมีขั้ว

โมเลกุลไม่มีขั้ว

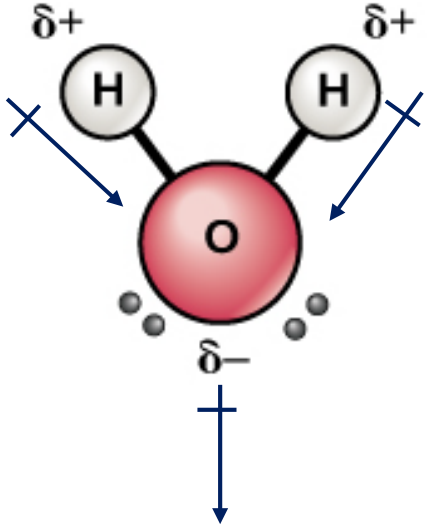
ค่า EN 3.5 2.5 3.5



พันธะมีขั้ว

โมเลกุลมีขั้ว

2. โมเลกุลที่อะตอมกลางมีlone pair e- เหลืออยู่



พันธะมีขั้ว

โมเลกุลมีขั้ว

1.11 แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล (Intermolecular bond)

สารโคเวเลนต์จะยึดเหนี่ยวกันด้วย**แรงแวนเดอวาลส์ (Van de’ wals force)** ซึ่งแรงยึดเหนี่ยวโมเลกุลจะเกี่ยวข้องกับสภาพขั้วและขนาดของโมเลกุล ซึ่งแบ่งเป็น 3 ชนิด คือ

1. **แรงลอนดอน (London dispersion force)**

สารโคเวเลนต์ไม่มีขั้ว จะเชื่อมกันด้วยแรงอ่อนๆ เกิดจากการกระจายของ e- ในอะตอมที่ไม่เท่ากัน ทำให้โมเลกุลเกิดขั้วชั่วคราว แล้วเหนี่ยวนำให้อยู่ใกล้กันเกิดขั้วตรงข้ามดึงดูดกันชั่วขณะ

สรุปแรงลอนดอน

1. แรงลอนดอนมีในสารทุกชนิด ทั้งสถานะของแข็ง ของเหลว และก๊าซ สำหรับสารชนิดเดียวกัน เมื่อมีสถานะต่างกัน แรงลอนดอนจะเรียงตามลำดับดังนี้ **ของแข็ง > ของเหลว > ก๊าซ**
2. แรงลอนดอนมีผลต่อจุดเดือด จุดหลอมเหลว เช่นเดียวกับแรงชนิดอื่นแต่มีค่าน้อยกว่าสารโคเวเลนต์ที่มีขั้ว
3. **แรงลอนดอน (London force) α มวลโมเลกุล α จุดเดือด**

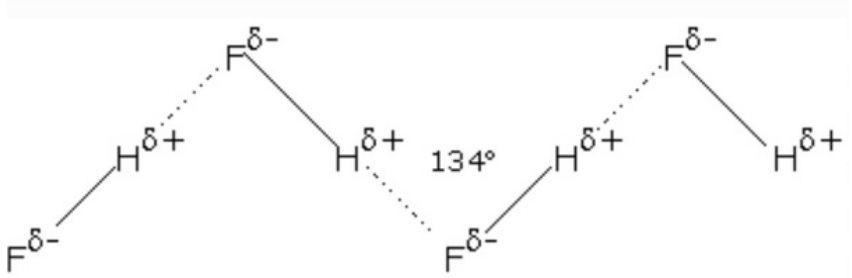
1.11 แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล (Intermolecular bond)

2. แรงระหว่างขั้ว (dipole-dipole force)

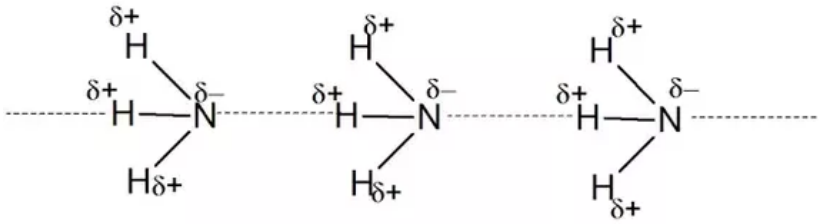
โมเลกุลแบบมีขั้ว เช่น H_2S, HBr, PH_3 นอกจากจะมีแรงลอนดอนแล้วยังมีแรงดึงดูดระหว่างขั้วด้วย ซึ่งเกิดจากการดึงดูดกันระหว่างขั้วบวกและขั้วลบ

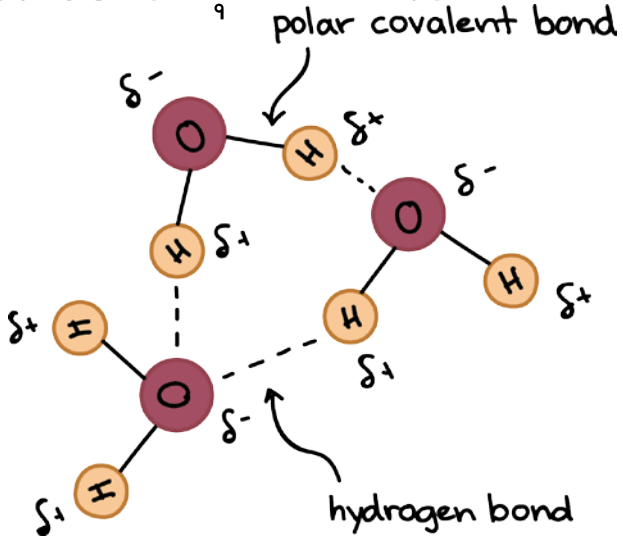
3. พันธะไฮโดรเจน (hydrogen bond)

ใช้สัญลักษณ์พันธะไฮโดรเจนเป็นจุดประ (....) เขียนระหว่างอะตอมของธาตุที่เกิดพันธะไฮโดรเจนเท่านั้น เช่น HF, H_2O, NH_3



Hydrogen bonding $(HF)_n$ in HF solid state





1.11 แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล (Intermolecular bond)

3. พันธะไฮโดรเจน (hydrogen bond)

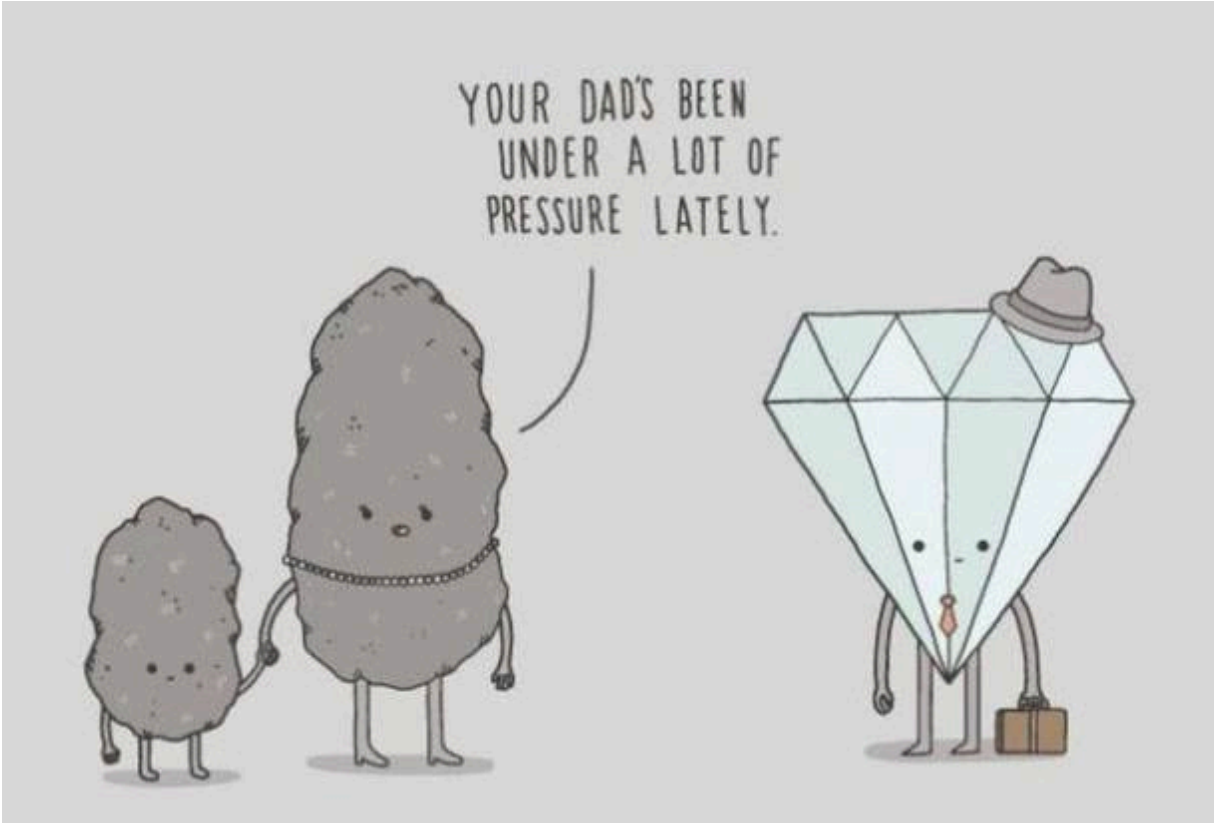
สรุปพันธะไฮโดรเจน

1. พันธะไฮโดรเจน คือ พันธะที่เกิดจากแรงยึดเหนี่ยวอะตอมไฮโดรเจนกับอะตอมอื่นๆ ที่มีค่า ENสูงๆ และมีขนาดเล็ก (F, O, N)
2. ไฮโดรเจนอะตอม จะเกิดพันธะไฮโดรเจนได้ต้องเป็นส่วนที่มีขั้ว (ค่อนข้างแรงมาก) ไฮโดรเจนที่ไม่มีขั้วไม่สามารถเกิดพันธะไฮโดรเจนได้
3. สารประกอบที่มีพันธะไฮโดรเจน จะมีแรงยึดเหนี่ยวสูงทำให้จุดเดือด จุดหลอมเหลวสูงกว่าโมเลกุลโคเวเลนต์ทั่วไป
4. พันธะไฮโดรเจนมีความแข็งแรงมากกว่าแรงลอนดอนและแรงระหว่างขั้วมาก ดังนั้นจึงไม่จัดเป็นแรงแวลเดอวาลส์

1.12 สารโคเวเลนต์โครงร่างผลึกตาข่าย

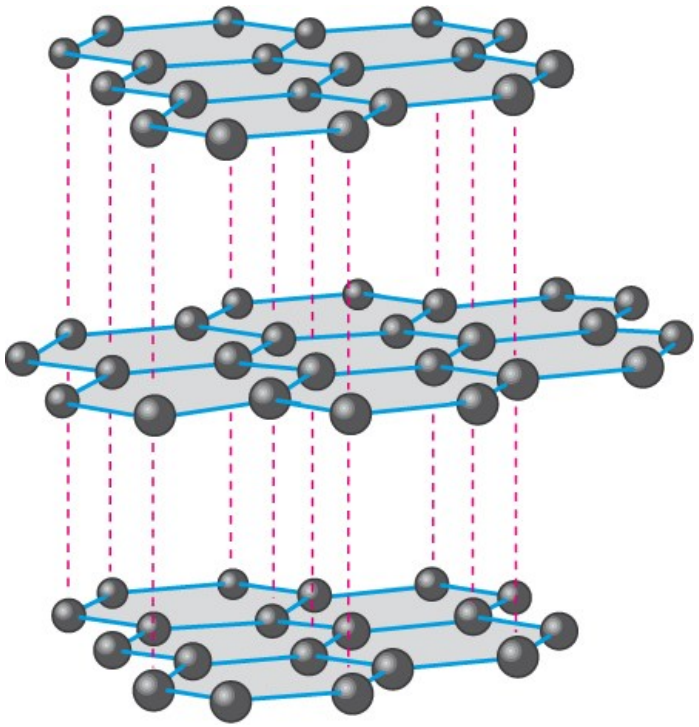
สารโคเวเลนต์สามารถแบ่งได้เป็น 2 ประเภท

1. **สารที่มีสูตรโมเลกุล** เรียก **โมเลกุลโคเวเลนต์** มี m.p. b.p. ต่ำ รวมทั้งไม่นำไฟฟ้า
2. **พวกที่ไม่มีสูตรโมเลกุล** เรียก **โครงผลึกร่างตาข่าย** เช่น เพชร แกรไฟต์ ควอตซ์ มี m.p. b.p. สูงมาก บางชนิดนำไฟฟ้าด้วย



1.12 สารโคเวเลนต์โครงร่างผลึกตาข่าย

แกรไฟต์ (graphite)



เป็นรูปหนึ่งของคาร์บอนอะตอม (C) จัดเรียงเป็นชั้นๆ มีลักษณะเป็นโครงผลึกร่างตาข่าย

ทำให้มีสมบัติแตกต่างจากโมเลกุลโคเวเลนต์ทั่วไป เช่น

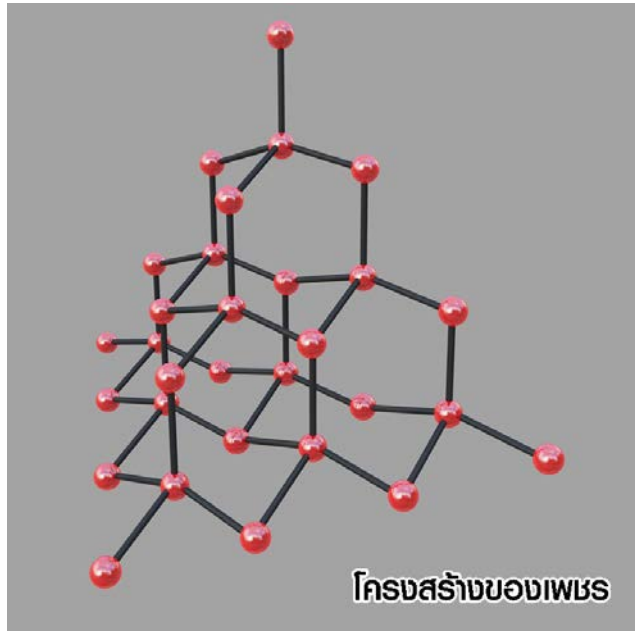
- ไม่มีสูตรโมเลกุล
- นำไฟฟ้า
- m.p. b.p สูงมาก (จุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูงมาก)
- มีความแข็งแรงมาก

ประโยชน์

- ทำขั้วถ่านไฟฉาย
- ไส้ดินสอ
- สารหล่อลื่นช่วยลดแรงเสียดทาน
- หมึกพิมพ์

1.12 สารโคเวเลนต์โครงร่างผลึกตาข่าย

เพชร (diamond)



เป็นรูปหนึ่งของคาร์บอนอะตอม (C) มีโครงผลึกร่างตาข่ายสามมิติ

มีสมบัติคล้ายแกรไฟต์

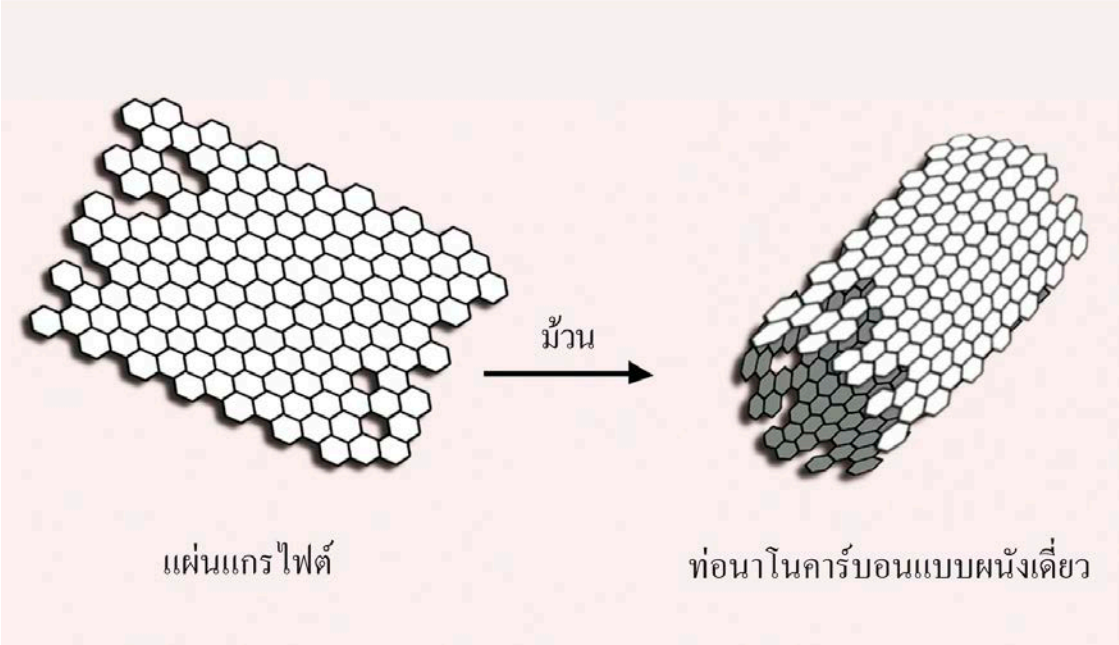
- ไม่มีสูตรโมเลกุล
- ไม่นำไฟฟ้า
- m.p. b.p สูงมาก (จุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูงมาก)
- มีความแข็งแรงมาก

ประโยชน์

- เครื่องประดับ เพราะสะท้อนแสงได้ดี
- หัวเจาะน้ำมัน
- ทำหินเจียร์สำหรับตัดโลหะ

เทคโนโลยีแห่งอนาคตที่ใช้สารโคเวเลนต์เป็นพื้นฐาน

เช่น นาโนเทคโนโลยี , แกรฟีน(graphene) เป็นอัญรูปหนึ่งของคาร์บอน ได้จากแกรไฟต์



Chemical Reviews

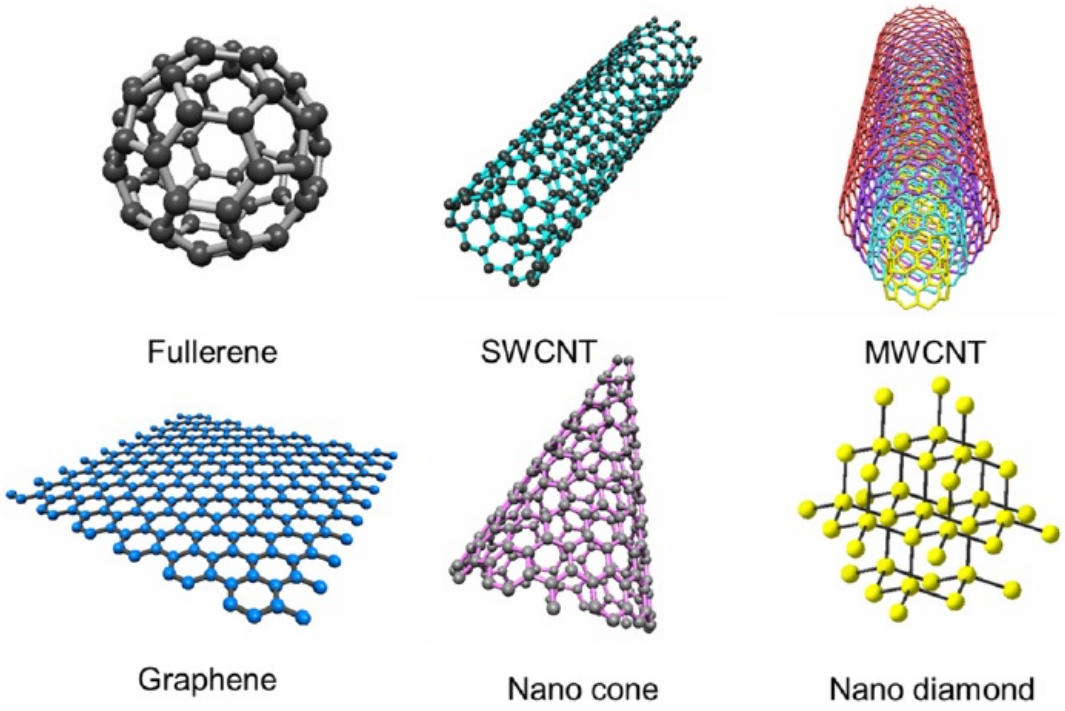
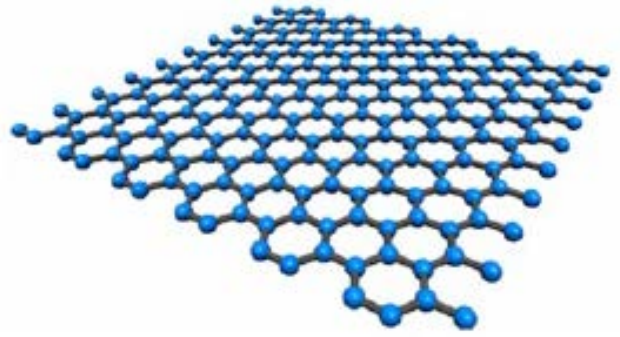


Figure 1. Schematic illustration of some nanocarbon.

แกรฟีน (graphene)



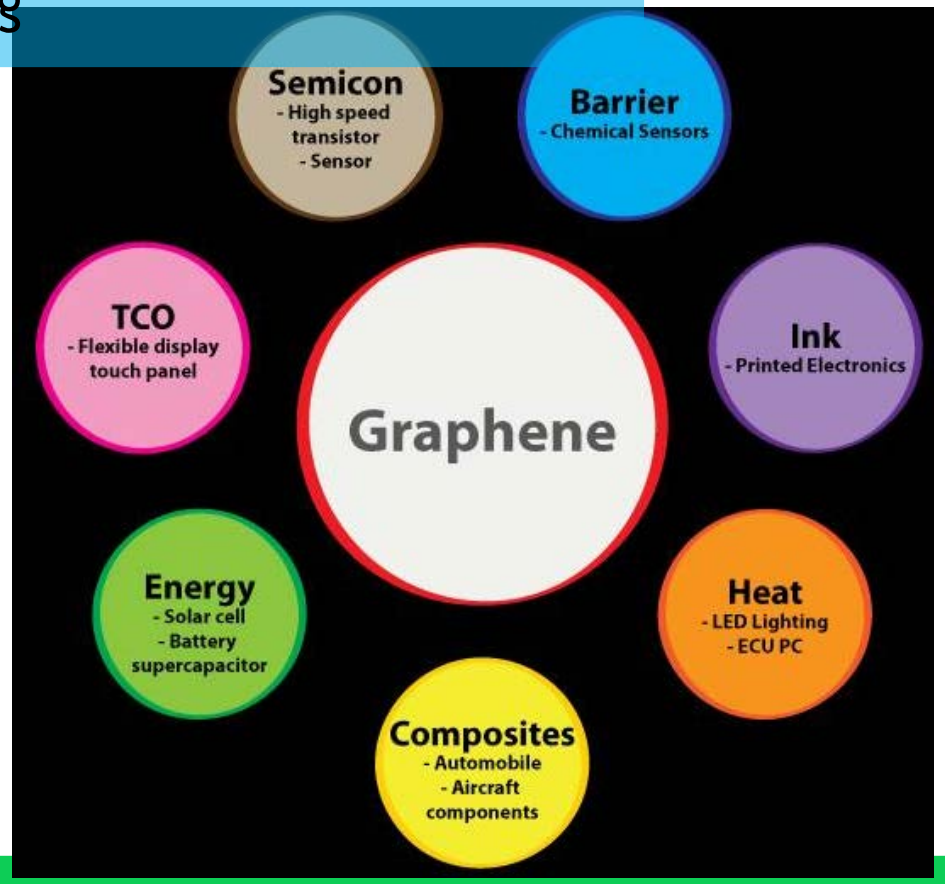
Graphene

แกรฟีน(graphene) เป็นอัญรูปหนึ่งของคาร์บอน ได้จากแกรไฟต์

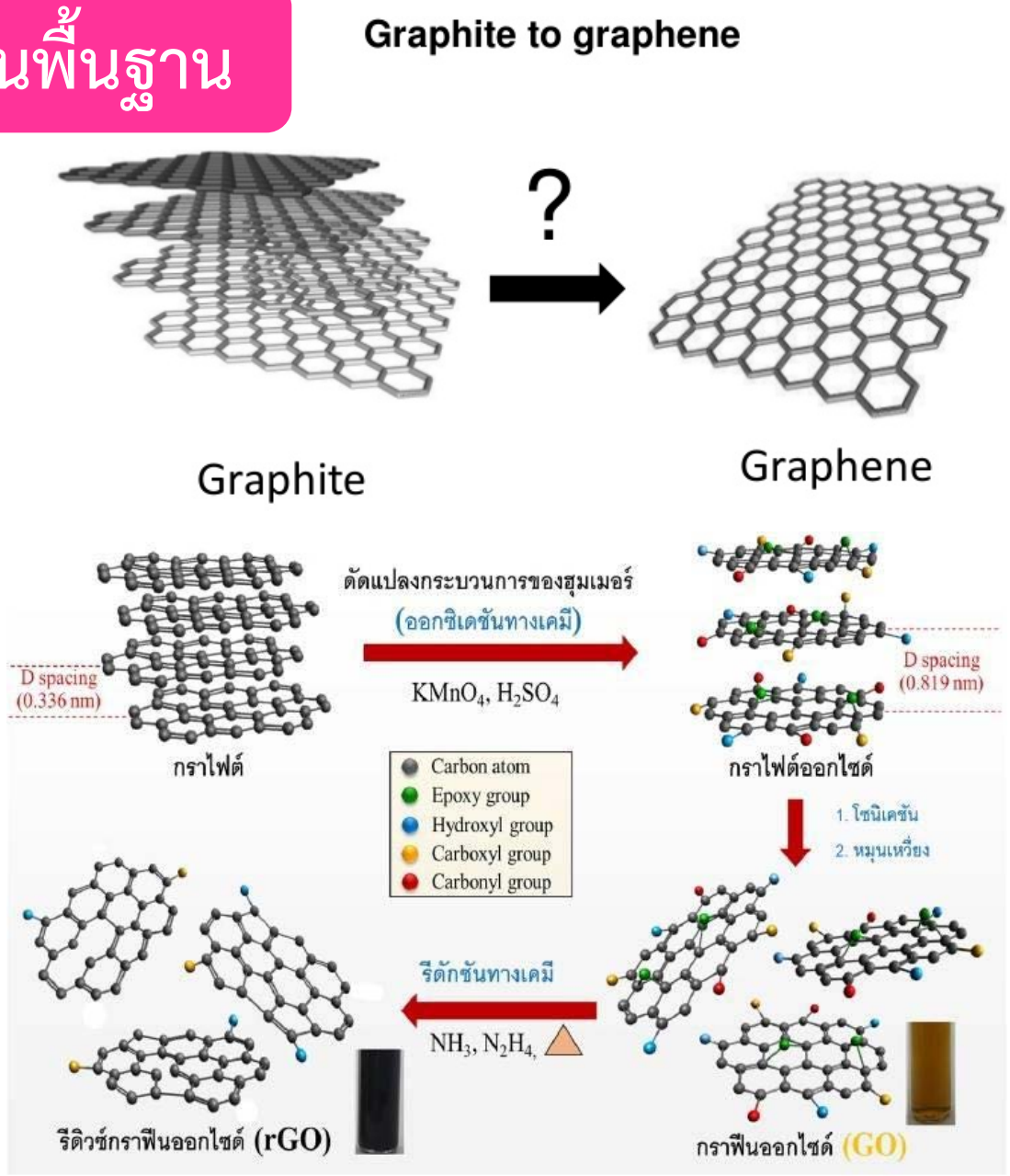
ผสมโลหะ จะทำให้แข็งแรงขึ้น

ถ้าเคลือบพลาสติก จะทำให้พลาสติกนำไฟฟ้าได้

เช่น จอโค้งของ samsung



เทคโนโลยีแห่งอนาคตที่ใช้สารโคเวเลนต์เป็นพื้นฐาน



พันธะเคมี คือ แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมหรือโมเลกุลของธาตุนั้นและเป็นค่าที่บอกจุดเดือดจุดหลอมเหลวได้

พันธะเคมีที่สำคัญ มี 3 ชนิด ได้แก่

- พันธะโควาเลนต์ (Covalent bonding)
- พันธะไอออนิก (Ionic bonding)
- พันธะโลหะ (Metallic bonding)

Periodic Table of the Elements

โลหะ

อโลหะ

1 1IA 1A	2 IIA 2A	3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIB 7B	8 VIII 8	9 VIII 8	10 VIII 8	11 IB 1B	12 IIB 2B	13 IIIA 3A	14 IVA 4A	15 VA 5A	16 VIA 6A	17 VIIA 7A	18 VIIIA 8A
1 H Hydrogen 1.008																	2 He Helium 4.003
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012											5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180
11 Na Sodium 22.99	12 Mg Magnesium 24.305											13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.453	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.631	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.971	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.789
37 Rb Rubidium 85.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.414	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.711	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.904	54 Xe Xenon 131.294
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.328	57-71	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.085	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.592	81 Tl Thallium 204.383	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium [208.982]	85 At Astatine 209.987	86 Rn Radon 222.018
87 Fr Francium 223.020	88 Ra Radium 226.025	89-103	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerium [278]	110 Ds Darmstadtium [281]	111 Rg Roentgenium [280]	112 Cn Copernicium [285]	113 Nh Nihonium [286]	114 Fl Flerovium [289]	115 Mc Moscovium [286]	116 Lv Livermorium [293]	117 Ts Tennessine [294]	118 Og Oganesson [294]

Lanthanide Series	57 La Lanthanum 138.905	58 Ce Cerium 140.116	59 Pr Praseodymium 140.908	60 Nd Neodymium 144.243	61 Pm Promethium 144.913	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.925	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.930	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.934	70 Yb Ytterbium 173.055	71 Lu Lutetium 174.967
Actinide Series	89 Ac Actinium 227.028	90 Th Thorium 232.038	91 Pa Protactinium 231.036	92 U Uranium 238.029	93 Np Neptunium 237.048	94 Pu Plutonium 244.064	95 Am Americium 243.061	96 Cm Curium 247.070	97 Bk Berkelium 247.070	98 Cf Californium 251.080	99 Es Einsteinium [254]	100 Fm Fermium 257.095	101 Md Mendelevium 258.1	102 No Nobelium 259.101	103 Lr Lawrencium [262]

Alkali Metal | Alkaline Earth | Transition Metal | Basic Metal | Semimetal | Nonmetal | Halogen | Noble Gas | Lanthanide | Actinide

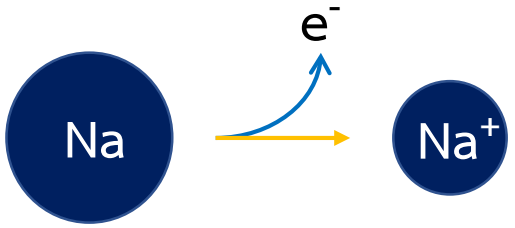
พันธะไอออนิก (Ionic bonding)

เป็นพันธะเคมีที่เกิดจากแรงดึงดูดทางไฟฟ้าระหว่างไอออนบวกกับไอออนลบ

การเกิดพันธะไอออนิก

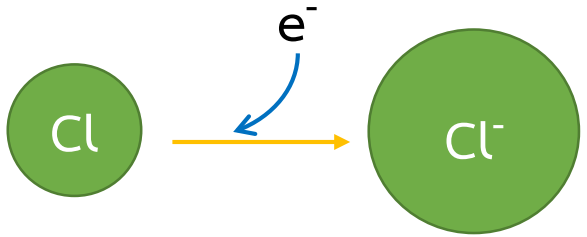
โลหะ + อโลหะ

โลหะ : ธาตุที่มีVe- น้อย จึงมีพฤติกรรมชอบให้ e- ออกไป เพื่อให้ Ve- ที่เหลือครบตามกฎออกเตด กลายเป็น ไอออนบวก



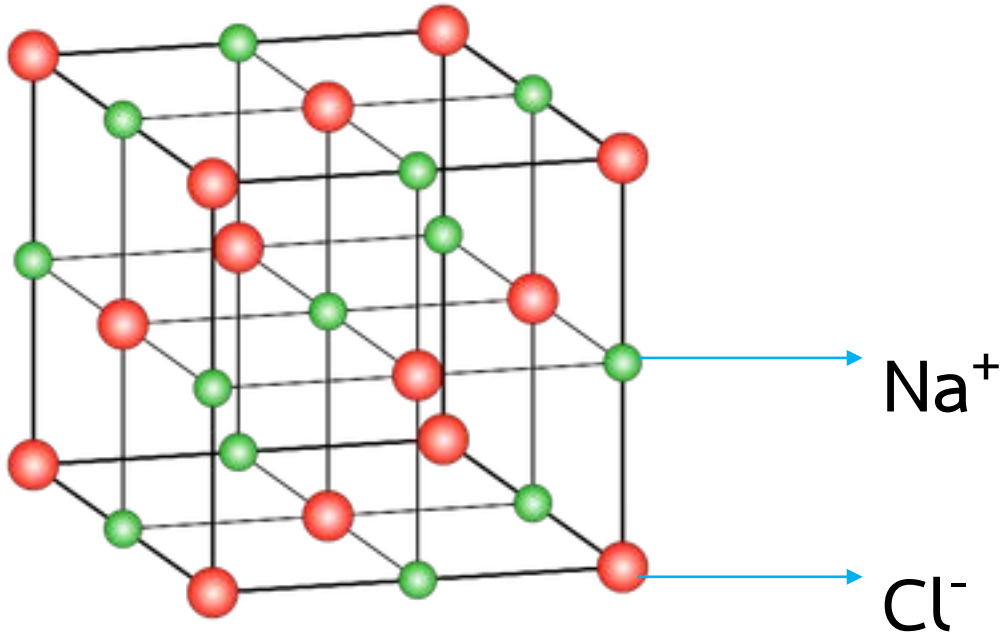
$Na \longrightarrow Na^+ + e^-$

อโลหะ : ธาตุที่มีVe- มาก จึงมีพฤติกรรมชอบรับ e- เข้ามา เพื่อให้ Ve- ที่เหลือครบตามกฎออกเตด กลายเป็น ไอออนลบ

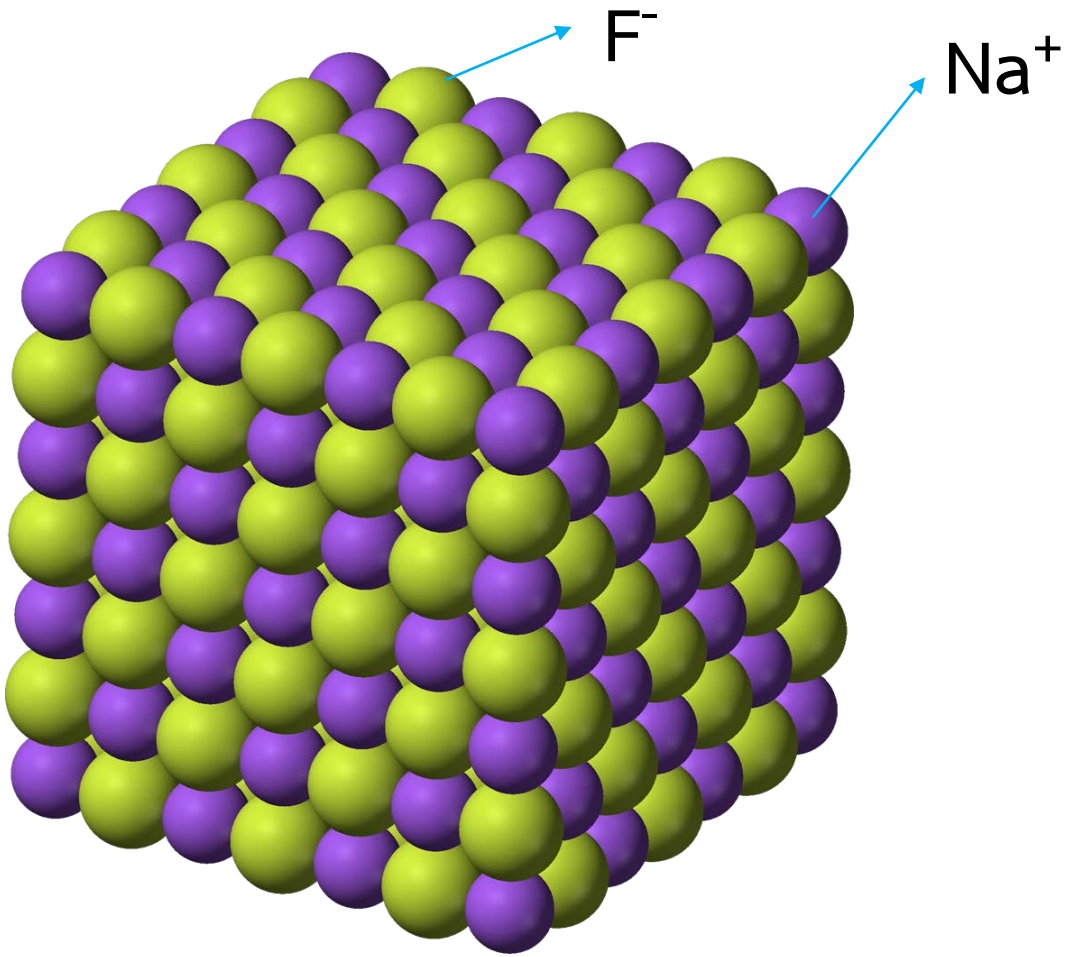


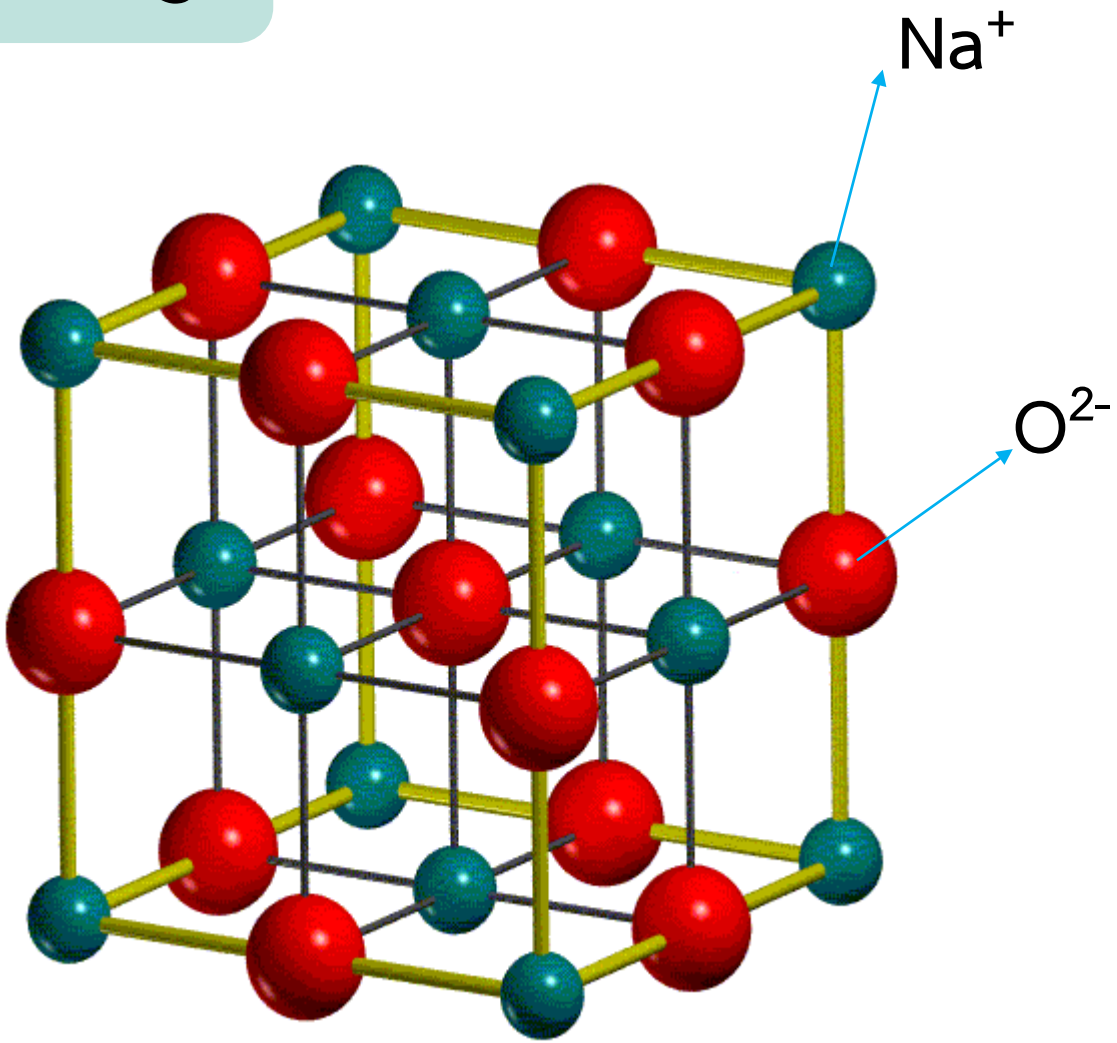
$Cl + e^- \longrightarrow Cl^-$

พันธะไอออนิก (Ionic bonding)



พันธะไอออนิก (Ionic bonding)





พันธะไอออนิก

Inorganic

เป็นพันธะเคมีที่เกิดจากแรงดึงดูดทางไฟฟ้าระหว่าง ไอออนบวกและไอออนลบ

จะเอา + กับ - มาจากไหน ?

การจะเกิดพันธะไอออนิกได้จะต้องมีธาตุหรือสารประกอบ 2 ชนิด ทำหน้าที่เป็นไอออนบวกและไอออนลบ

ธาตุที่ทำหน้าที่เป็นไอออนบวกต้องเป็นธาตุที่จ่าย e^- ได้ง่ายเพื่อให้เกิดประจุบวก นั่นคือธาตุจำพวก โลหะ +

ธาตุที่ทำหน้าที่เป็นไอออนลบจะต้องเป็นธาตุที่ชอบรับ e^- เพื่อให้เกิดประจุลบ นั่นคือธาตุจำพวก อโลหะ −

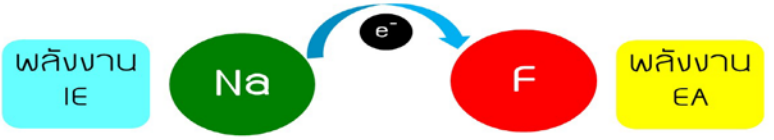
หมู่ 1A 2A 3A (ยกเว้น B, Be) โลหะทรานซิชัน หรืออนุมูลกลุ่มที่มีประจุบวก (NH_4^+)

หมู่ 4A 5A 6A 7A หรืออนุมูลกลุ่มที่มีประจุลบ (CO_3^{2-}, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}, NO_3^- etc.)

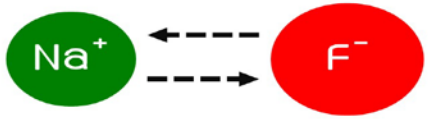
เมื่อเกิดพันพันธะทำให้มีการถ่ายโอน e^-

เช่นการเกิดสารประกอบ NaF

$_{11}Na$	จัดเรียง e^-	2	8	1	ก่อนเกิดพันธะ
$_{9}F$	จัดเรียง e^-	2	7		

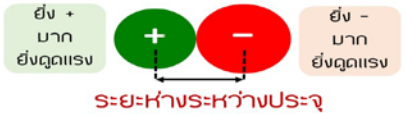


$_{11}Na^+$	จัดเรียง e^-	2	8		หลังเกิดพันธะ
$_{9}F^-$	จัดเรียง e^-	2	8		



เมื่อเกิดโซเดียมไอออนประจุบวกและฟลูออรีนไอออนประจุลบ ทำให้ประจุทั้งสองเกิดแรงดึงดูดทางไฟฟ้าเรียกว่าพันธะไอออนิก

แรงดึงดูดจะมากหรือน้อยขึ้นอยู่กับอะไร ?



ปกติแล้วความแรงของพันธะไอออนิกจะมีค่าสูงที่สุดเมื่อประจุของไอออน + กับไอออน − นั้นมีค่ามากและไอออนทั้งสองอยู่ใกล้กัน เราจึงสามารถพิจารณาความแรงดังกล่าวได้จากผลต่างค่า Electronegativity (ΔEN) ของธาตุทั้งสองชนิด

ยกตัวอย่างเช่น (เลขดังกล่าวเป็นเลขสมมติ)

NaF	ให้สมมติค่า EN เพื่อให้ง่ายต่อการพิจารณา	Na = 1	F = 10	$\Delta EN = 10 - 1 = 9$
NaCl		Na = 1	Cl = 9	$\Delta EN = 9 - 1 = 8$

F EN สูงกว่า Cl เนื่องจากอยู่คาบต่ำกว่า

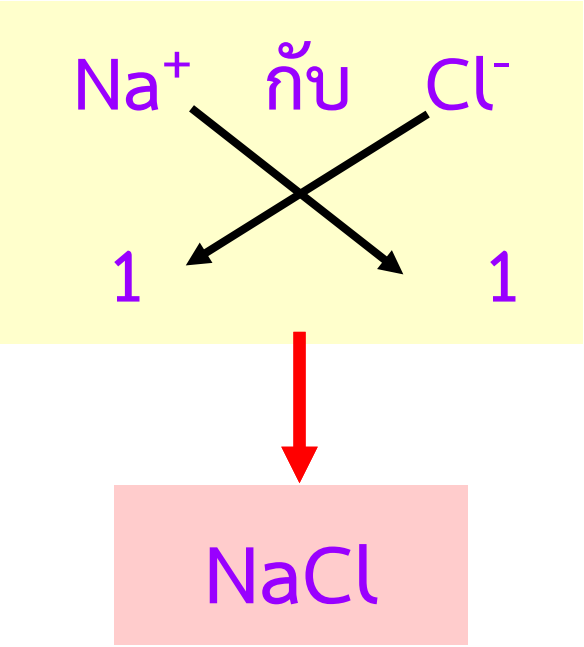
สรุปได้ว่า NaF มีแรงดึงดูดมากกว่า NaCl และมีความเป็นไอออนิกมากกว่าด้วย

Chemis

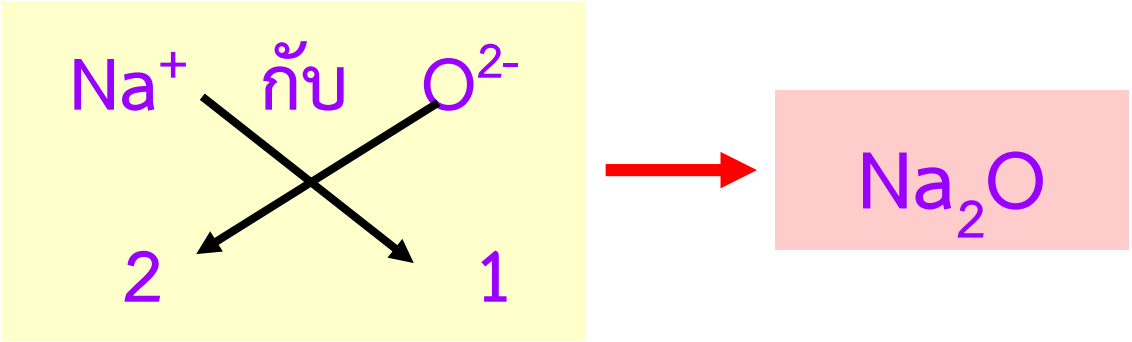
การเขียนสูตรสารประกอบไอออนิก

1. เขียนไอออนบวกนำหน้าไอออนลบ
2. เขียนโลหะก่อนอโลหะ
3. ผลรวมของประจุเป็นศูนย์
(นำจำนวนประจุบนไอออนบวกและไอออนลบคูณไว้กัน)
4. ใส่วงเล็บกลุ่มไอออนบวกหรือไอออนลบมีมากกว่า 1 กลุ่ม

1. Na กับ Cl



2. Na กับ O



แบบฝึกหัด 2.3

1. Ca^{2+} กับ Cl^{-}

2. NH_4^{+} กับ SO_4^{2-}

3. Ca^{2+} กับ PO_4^{3-}

4. Al^{3+} กับ O^{2-}

การอ่านชื่อสารประกอบไอออนิก

1. กรณีธาตุโลหะที่มีเลขออกซิเดชันค่าเดียว รวมกับอโลหะ ให้อ่านชื่อโลหะ ที่เป็นไอออนบวก แล้วตามด้วยชื่ออโลหะที่เป็นไอออนลบ โดยลงเสียงพยางค์ท้ายด้วย ไ-ด์ (-ide)

เช่น ไฮโดรเจน เป็น ไฮไดรด์ (hydride)

คลอรีน เป็น คลอไรด์ (chloride)

โบรมีน เป็น โบรไมด์ (bromide)

ตัวอย่าง

NaCl อ่านว่า โซเดียมคลอไรด์ (Sodium chloride)

KBr อ่านว่า โพแทสเซียมโบรไมด์ (Potassium bromide)

การอ่านชื่อสารประกอบไอออนิก

2. กรณีธาตุโลหะที่มีเลขออกซิเดชันหลายค่า รวมกับอโลหะ ให้อ่านชื่อโลหะที่เป็นไอออนบวก แล้วตามด้วยชื่ออโลหะที่เป็นไอออนลบ แล้วตามด้วยค่าประจุโดยวงเล็บเป็นเลขโรมัน และลงเสียงพยางค์ท้ายด้วย ไ-ด์ (-ide)

เช่น Fe มีเลขออกซิเดชัน 2 ค่า เกิดไอออน 2 ชนิด คือ Fe^{2+} Fe^{3+}
สารประกอบที่เกิดขึ้นกับ Fe เป็น

$FeCl_2$ อ่านว่า ไอร์ออน (II) คลอไรด์ (Iron (II) chloride)

$FeCl_3$ อ่านว่า ไอร์ออน (III) คลอไรด์ (Iron (III) chloride)

การอ่านชื่อสารประกอบไอออนิก

3. กรณีธาตุโลหะหรือกลุ่มไอออนบวกที่มีเลขออกซิเดชันค่าเดียวรวมกับกลุ่มไอออนลบ ให้อ่านชื่อไอออนบวก แล้วตามด้วยชื่อกลุ่มไอออนลบ

เช่น

Na_2SO_4 อ่านว่า โซเดียมซัลเฟต (Sodium sulfide)

$Ba(OH)_2$ อ่านว่า แบเรียมไฮดรอกไซด์ (Barium hydroxide)

KNO_3 อ่านว่า โพแทสเซียมไนเตรต (Potassium nitrate)

NH_4Cl อ่านว่า แอมโมเนียมคลอไรด์ (Amonium chloride)

การอ่านชื่อสารประกอบไอออนิก

4. กรณีธาตุโลหะที่มีเลขออกซิเดชันหลายค่ารวมกับกลุ่มไอออนลบ ให้อ่านชื่อไอออนบวก แล้ววงเล็บค่าประจุของไอออนบวก และอ่านชื่อกลุ่มไอออนลบตามหลัง

เช่น Cr มีเลขออกซิเดชัน 2 ค่า เกิดไอออน 2 ชนิด คือ Cr^{2+} Cr^{3+}
สารประกอบที่เกิดขึ้นกับ Cr เป็น

$CrSO_4$ อ่านว่า โครเมียม (II) ซัลเฟต (Chromium (II) sulfate)

$Cr_2(SO_4)_3$ อ่านว่า โครเมียม (III) ซัลเฟต (Chromium (II) sulfate)

เลขออกซิเดชัน (Oxidation number)

ไอออนเชิงซ้อนมีประจุเฉพาะตัวดังนี้

-1	-2	-3
CN^-	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}
OH^-	CO_3^{2-}	
NO_3^-	HPO_4^{2-}	
HSO_4^-		
HCO_4^-		
$H_2PO_4^-$		

ส่วน H_2O และ NH_3 = 0

แบบฝึกหัด 2.4

จงเรียกชื่อสารประกอบต่อไปนี้

1. $CuCO_3$
2. NH_4CN
3. $AgNO_3$
4. $CoCl_2$
5. $BaSO_4$

พลังงานกับการเกิดสารประกอบไอออนิก

การเกิดปฏิกิริยาเคมีจะมีการเปลี่ยนแปลงพลังงานเกิดขึ้นด้วย ซึ่งการศึกษาการเปลี่ยนแปลงพลังงานในการเกิดสารประกอบไอออนิก อาจพิจารณาจากวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ (Born-Haber cycle) ที่นักเคมีเชิงฟิสิกส์ชาวเยอรมัน 2 คน ชื่อ แมกซ์ บอร์น (Max Born) และฟริตซ์ ฮาเบอร์ (Fritz Haber) พัฒนาขึ้นโดยการตั้งสมมติฐานว่าการเกิดสารประกอบไอออนิกชนิดหนึ่งๆ มีหลายขั้นตอน ในแต่ละขั้นตอนมีการเปลี่ยนแปลงพลังงานเกิดขึ้นด้วย พลังงานต่างๆที่เกี่ยวข้อง แสดงในตัวอย่างต่อไปนี้

การเกิดโซเดียมคลอไรด์จากปฏิกิริยาระหว่างโลหะโซเดียมกับแก๊สคลอรีน

$$Na\ (s) + \tfrac{1}{2}\ Cl_2\ (g) \rightarrow NaCl\ (s)$$

การเกิดโซเดียมคลอไรด์จากปฏิกิริยาระหว่างโลหะโซเดียมกับแก๊สคลอรีน

1. พลังงานการระเหิด (Heat of sublimation : ΔH_{sub})

โลหะโซเดียมสถานะของแข็งจะระเหิดกลายเป็นแก๊ส ใช้พลังงาน 107 kJ/mol

$$Na\ (s) \rightarrow Na\ (g)$$

2. พลังงานไอออไนเซชัน (Ionization energy : IE)

อะตอมโซเดียมสถานะแก๊ส เสียอิเล็กตรอนเป็น Na^+ ใช้พลังงาน 496 kJ/mol

$$Na\ (g) \rightarrow Na^+\ (g) + e^-$$

3. พลังงานการสลายพันธะ (Dissociation energy : D)

โมเลกุลของแก๊สคลอรีนสลายพันธะ Cl-Cl ได้อะตอม Cl 2 อะตอมในสถานะแก๊ส ใช้พลังงาน 243 kJ/mol

$$Cl_2\ (g) \rightarrow 2Cl\ (g)$$

เนื่องจาก NaCl 1 สูตร ประกอบด้วย Cl^- 1 ไอออน ที่มาจาก Cl 1 อะตอมเท่านั้น ดังนั้นการเกิด NaCl พลังงานที่ใช้ในขั้นตอนนี้จะต้องเหลือเพียงครึ่งหนึ่งของพลังงานการสลายพันธะต่อโมลของแก๊สคลอรีน นั่นคือ ใช้พลังงานเท่ากับ 121.5 หรือประมาณ 122 kJ/mol

$$\frac{1}{2}\ Cl_2\ (g) \rightarrow Cl\ (g)$$

การเกิดโซเดียมคลอไรด์จากปฏิกิริยาระหว่างโลหะโซเดียมกับแก๊สคลอรีน

4. พลังงานสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (Electron Affinity: EA)

อะตอมของคลอรีน สถานะแก๊ส เมื่อรับอิเล็กตรอนที่หลุดจากอะตอมของโซเดียมกลายเป็น Cl^- จะคายพลังงาน 349 kJ/mol

$$Cl\ (g) + e^- \rightarrow Cl^-\ (g)$$

5. พลังงานโครงผลึก หรือพลังงานแลตทิซ (Lattice energy : U)

เมื่อโซเดียมไอออนกับคลอไรด์ไอออนสถานนะแก๊สยึดกันเป็นผลึก และคายพลังงานออกมา 787 kJ/mol

$$Na^+\ (g) + Cl^-\ (g) \rightarrow NaCl\ (s)$$

พลังงานรวมของการเกิดปฏิกิริยา (Heat of formation : ΔH_f)

ถ้าคำนวณ ค่า ΔH_f เป็น บวก (+) แสดงว่า ดูดพลังงาน และ ค่า ΔH_f เป็น ลบ (-) แสดงว่า คายพลังงาน

การเกิดโซเดียมคลอไรด์จากปฏิกิริยาระหว่างโลหะโซเดียมกับแก๊สคลอรีน

ขั้นที่ 1 $Na\ (s) \rightarrow Na\ (g)$ $\Delta H_{sub} = 107$ kJ

ขั้นที่ 2 $Na\ (g) \rightarrow Na^{+}\ (g) + e^{-}$ IE = 496 kJ

ขั้นที่ 3 $\frac{1}{2} Cl_2\ (g) \rightarrow Cl\ (g)$ ½D = 122 kJ

ขั้นที่ 4 $Cl\ (g) + e^{-} \rightarrow Cl^{-}\ (g)$ EA = -349 kJ

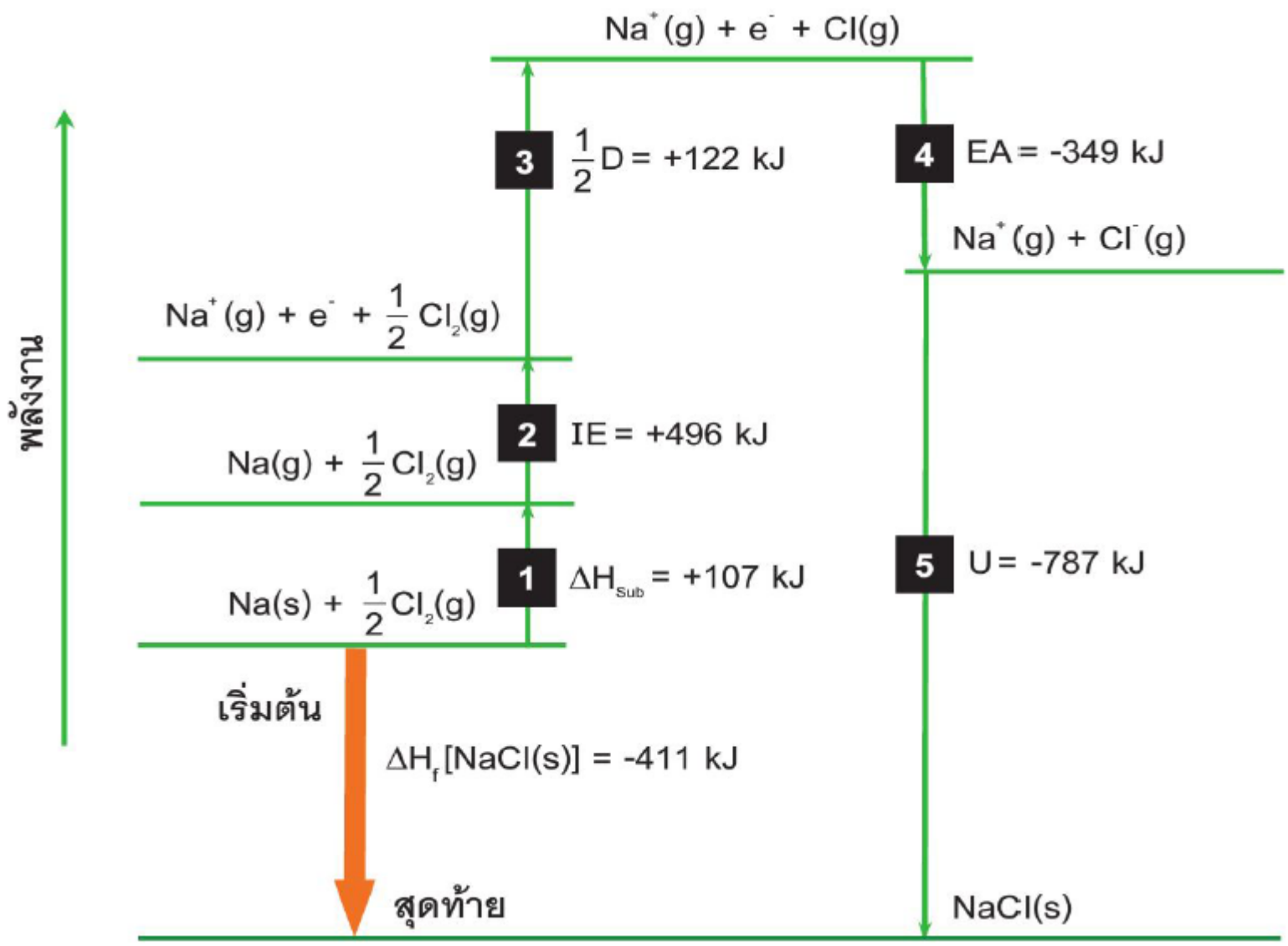
ขั้นที่ 5 $Na^{+}\ (g) + Cl^{-}\ (g) \rightarrow NaCl\ (s)$ U = -787 kJ

สมการรวมของปฏิกิริยานี้ คือ

$$Na\ (s) + \frac{1}{2} Cl_2\ (g) \rightarrow NaCl\ (s) \qquad \Delta H_f = -411 \text{ kJ}$$

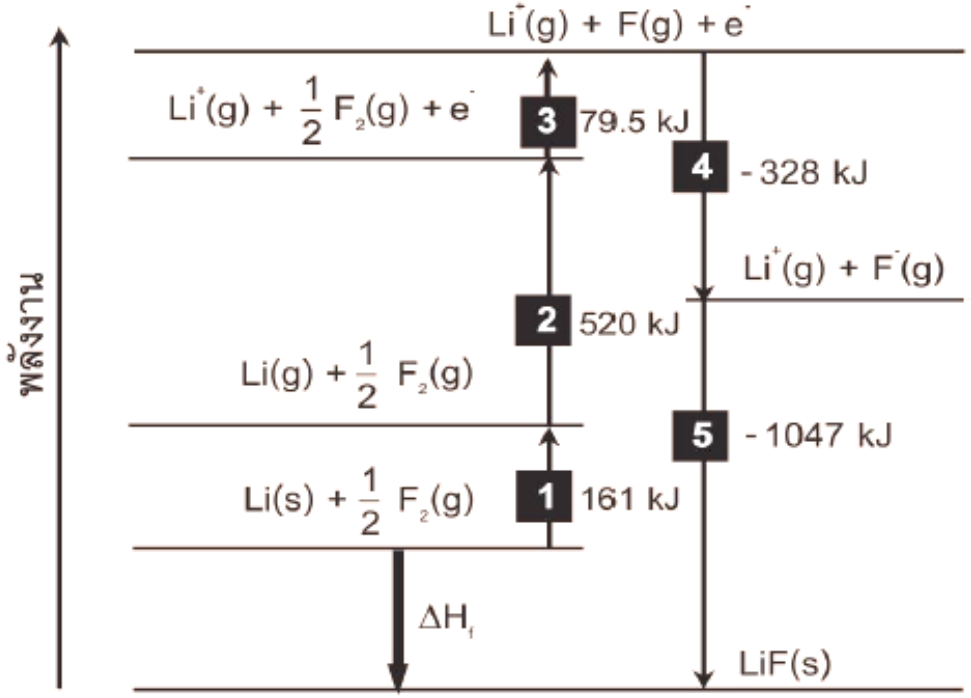
จากค่า ΔH_f มีค่าเป็น -411 kJ แสดงว่า ปฏิกิริยาการเกิดผลึกNaCl คายพลังงาน 411 kJ

แผนผังการเกิดโซเดียมคลอไรด์จากปฏิกิริยาระหว่างโลหะโซเดียมกับแก๊สคลอรีน



แบบฝึกหัด

2. แผนภาพแสดงการเปลี่ยนแปลงพลังงานในการเกิดลิเทียมฟลูออไรด์ (LiF) 1 โมล เป็นดังนี้



ก. ในขั้น 2 และขั้น 4 เป็นการเปลี่ยนแปลงพลังงานแบบใด และมีชื่อว่าอย่างไร

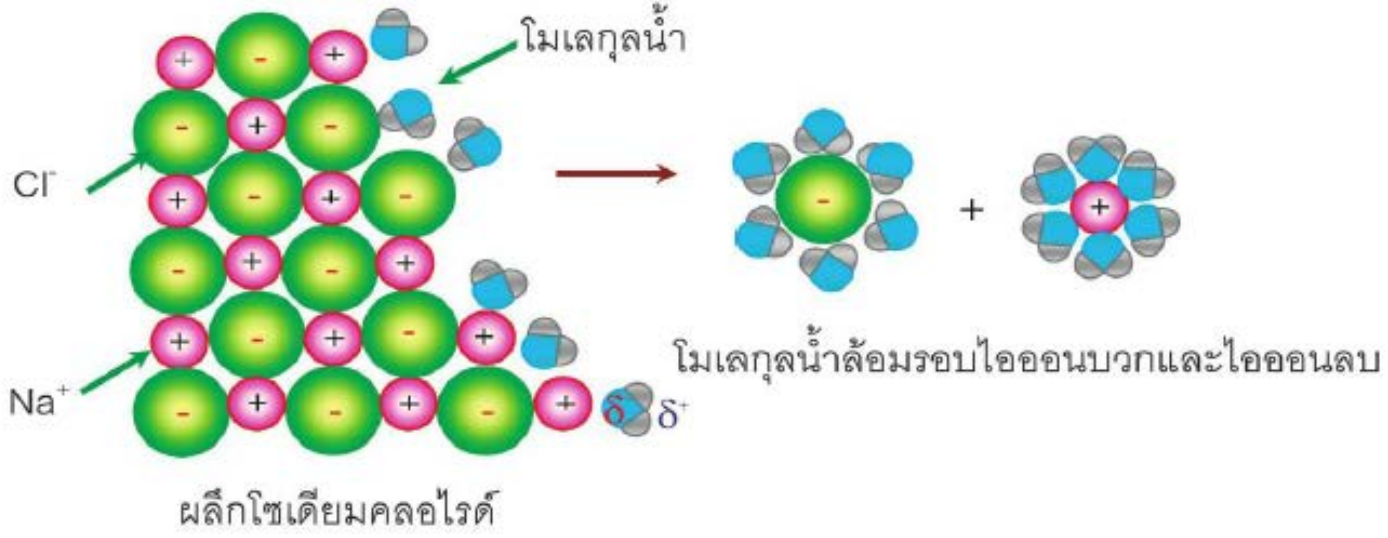
ข. พลังงานแลตทิซของลิเทียมฟลูออไรด์มีค่าเท่าใด

ค. การเกิดสารประกอบลิเทียมฟลูออไรด์เป็นการเปลี่ยนแปลงแบบดูดความร้อนหรือคายความร้อน และมีการเปลี่ยนแปลงพลังงานของปฏิกิริยาเป็นเท่าใด

ง. การเกิดสารประกอบลิเทียมฟลูออไรด์ 1.5 โมล มีการเปลี่ยนแปลงพลังงานเท่าใด

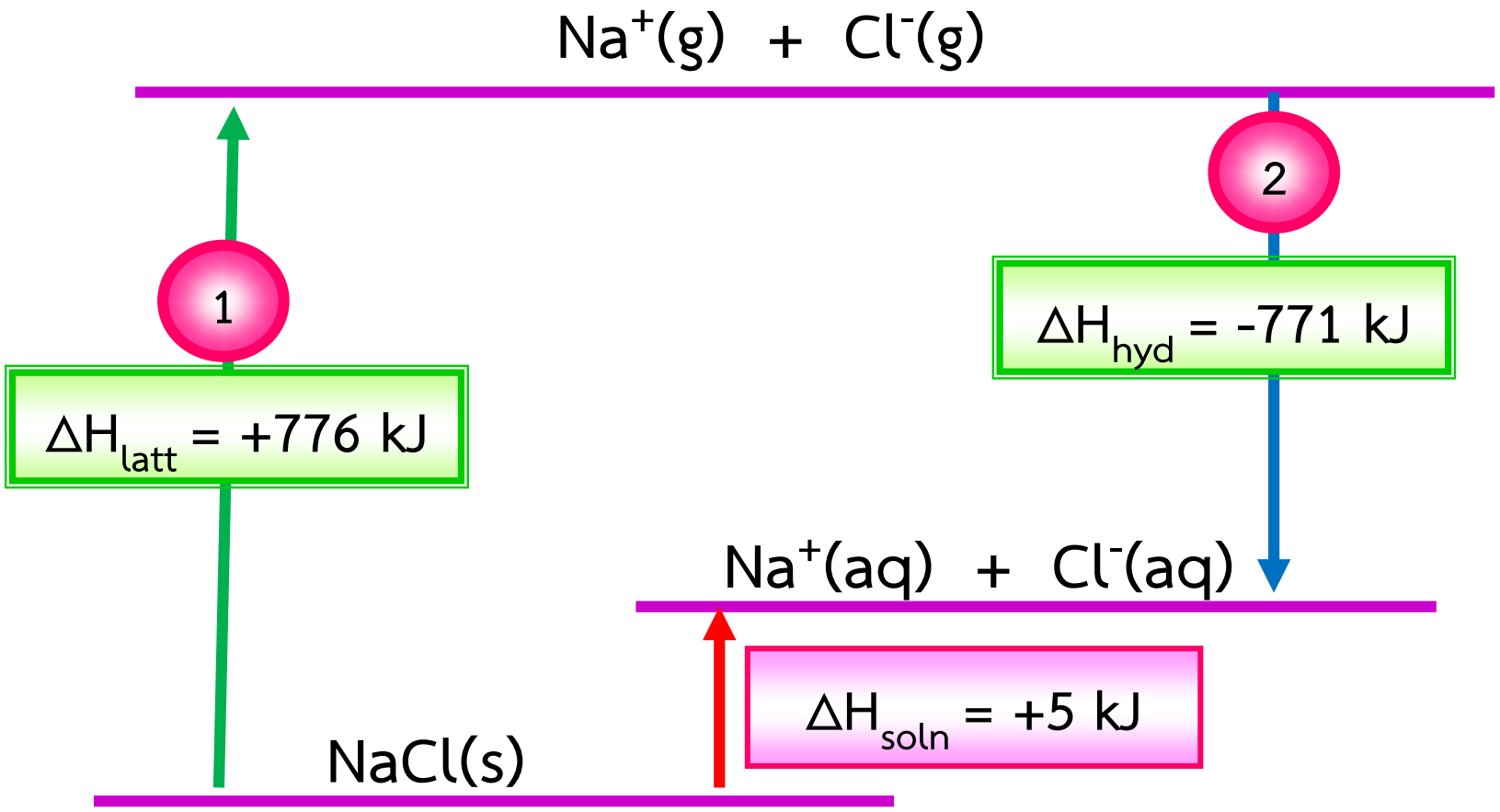
การละลายน้ำของสารประกอบไอออนิก

การละลายได้ในน้ำของสารประกอบไอออนิก ตัวอย่างเช่น NaCl อธิบายได้ว่า ขั้นแรกโมเลกุลของน้ำจะดึงดูดโซเดียมไอออนและคลอไรด์ไอออนให้หลุดออกจากโครงผลึก ซึ่งต้องใช้พลังงานปริมาณหนึ่ง (E1) พลังงานที่ดูดเข้าไปนี้ประมาณเท่ากับ พลังงานแลตทิซ ขั้นที่ 2 ไอออนแต่ละชนิดที่หลุดออกจากโครงผลึกจะถูกล้อมรอบด้วยโมเลกุลของน้ำ โดยโมเลกุลของน้ำจะหันด้านที่มีขั้วเข้าหากันเกิแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลของน้ำกับโซเดียมไอออนและคลอรด์ไอออน และคายพลังงานปริมาณหนึ่ง (E2) พลังงานที่คายออกในขั้นนี้เรียกว่า พลังงานไฮเดรชัน การละลายน้ำของNaCl อธิบายได้ดังภาพ



รูป 2.23 แผนภาพการละลายของโซเดียมคลอไรด์ในน้ำ

การละลายน้ำของสารประกอบไอออนิก



สรุปการละลายน้ำของสารประกอบไอออนิก

$\Delta H_{lattice} > \Delta H_{hydration}$ แสดงว่ามีการดูดพลังงาน

$\Delta H_{lattice} > \Delta H_{hydration}$ แสดงว่ามีการดูดพลังงาน

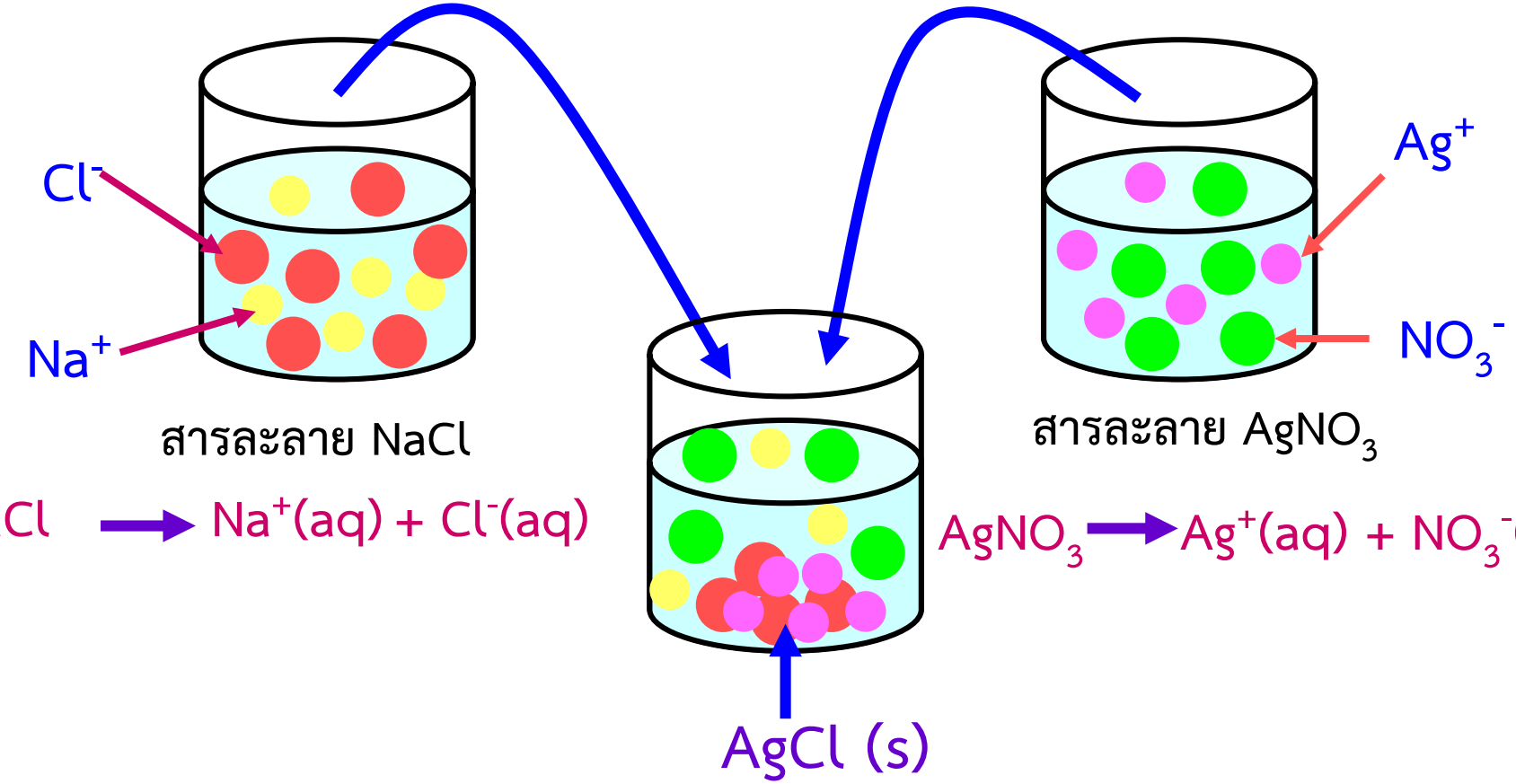
$\Delta H_{lattice} >>> \Delta H_{hydration}$ แสดงว่าสารนั้นไม่ค่อยละลาย

สารที่ละลายน้ำได้ < 0.1 g/H_2O 100 cm^3 ที่ 25 ^0C แสดงว่าไม่ละลาย

สารที่ละลายน้ำได้ 0.1-1.0 g/H_2O 100 cm^3 ที่ 25 ^0C แสดงว่าละลายได้บางส่วน

สารที่ละลายน้ำได้ > 1.0 g/H_2O 100 cm^3 ที่ 25 ^0C แสดงว่าละลายได้ดี

ปฏิกิริยาของสารประกอบไอออนิก



$NaCl \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$

$AgNO_3 \rightarrow Ag^+(aq) + NO_3^-(aq)$

ปฏิกิริยาของสารประกอบไอออนิก

$$NaCl\ (s) \longrightarrow Na^{+}\ (aq) + Cl^{-}\ (aq)$$

$$AgNO_3\ (s) \longrightarrow Ag^{+}\ (aq) + NO_3^{-}\ (aq)$$

$$Na^{+}(aq) + Cl^{-}(aq) + Ag^{+}(aq) + NO_3^{-}(aq) \longrightarrow Na^{+}(aq) + NO_3^{-}(aq) + AgCl(s)$$

สมการไอออนิก

$$Cl^{-}(aq) + Ag^{+}(aq) \longrightarrow AgCl(s)$$

สมการไอออนิกสุทธิ

$NaCl$, K_2SO_4 , $NaNO_3$

สารประกอบของโลหะหมู่ IA

สารประกอบ NO_3^-

สารประกอบไอออนิกที่ละลายน้ำ

สารประกอบที่นำหน้าด้วย NH_4^+

NH_4Br, $(NH_4)_2CO_3$, $(NH_4)_3PO_4$

แบบฝึกหัด

1. ทดลองละลายสาร A B และ C อย่างละ 3 g ในน้ำ 50 mL แล้ววัดอุณหภูมิที่เปลี่ยนไปของสารละลาย ได้ผลการทดลองดังตาราง

สาร	อุณหภูมิของน้ำ (°C)	อุณหภูมิของสารละลาย (°C)
A	29.0	57.0
B	29.0	29.0
C	29.0	24.0

1.1 การละลายของสาร A B C เป็นการเปลี่ยนพลังงานแบบใด

1.2 เพราะเหตุใดอุณหภูมิของสารละลาย B จึงไม่เปลี่ยนแปลง

แบบฝึกหัด

2. จงเขียนสมการไอออนิกและสมการไอออนิกสุทธิ แสดงปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นจากการผลสมสารละลายแต่ละคู่ต่อไปนี้

2.1) KBr กับ $AgNO_3$

2.2) $CaCl_2$ กับ Na_2CO_3

2.3) $CuSO_4$ กับ $(NH_4)_2S$

2.4) Na_2SO_4 กับ $BaCl_2$

2.5) Na_3PO_4 กับ $CaCl_2$

2.6) KI กับ $Pb(NO_3)_2$