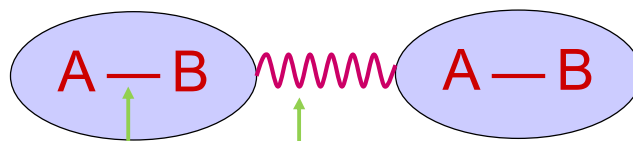


พันธะเคมี (Chemical bond)



พันธะเคมี หมายถึง แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอม (ภายในโมเลกุล)



แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล

- └ พันธะโลหะ
- └ พันธะไอออนิก
- └ พันธะโควาเลนต์
- └ พันธะโคออร์ดิเนตโควาเลนต์

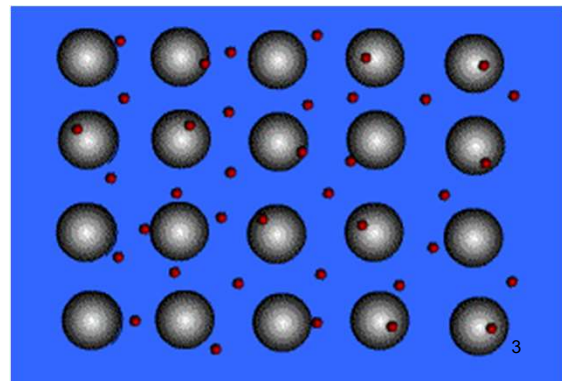
แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล

- └ แรงลอนดอน เกิดในทุกโมเลกุล
- └ แรงไดโพล ไดโพล
เกิดในโมเลกุลมีขั้ว
- └ พันธะไฮโดรเจน
เกิดกับอะตอมที่มีค่า EN สูง



พันธะโลหะ(metallic bond)

- * เป็นแรงดึงดูดระหว่างไอออนบวกซึ่งเรียงชิดกันกับอิเล็กตรอนที่อยู่โดยรอบ
- * อะตอมของโลหะจะอยู่ในสภาพที่เป็นบวก
- * ใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกัน เวเลนซ์อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ไปรอบๆ
- ก้อนโลหะเป็น **กลุ่มหมอกอิเล็กตรอน (electron cloud)**
- ทำให้ดึงดูดนิวเคลียสของอะตอมเหล่านั้นได้ด้วย
- * โลหะหมู่ 2 แข็งแรงกว่าโลหะหมู่ 1





Periodic Table of the Elements

Atomic Number	Boiling Point	Symbol	Name	Atomic Mass
1	-252.902	H	Hydrogen	1.008
2	-268.93	He	Helium	4.003
3	1342	Li	Lithium	6.941
4	2471	Be	Beryllium	9.012
5	4000	B	Boron	10.811
6	3642	C	Carbon	12.011
7	198.798	N	Nitrogen	14.007
8	182.93	O	Oxygen	15.999
9	188.12	F	Fluorine	18.998
10	165.053	Ne	Neon	20.180
11	882.940	Na	Sodium	22.990
12	1302	Mg	Magnesium	24.305
13	2538	Al	Aluminum	26.982
14	3265	Si	Silicon	28.086
15	281.5	P	Phosphorus	30.974
16	286.5	S	Sulfur	32.065
17	100.8	Cl	Chlorine	35.453
18	189.847	Ar	Argon	39.948
19	779	K	Potassium	39.098
20	1484	Ca	Calcium	40.078
21	2830	Sc	Scandium	44.956
22	3287	Ti	Titanium	47.88
23	3407	V	Vanadium	50.942
24	2671	Cr	Chromium	51.996
25	2091	Mn	Manganese	54.938
26	2861	Fe	Iron	55.845
27	2927	Co	Cobalt	58.933
28	2933	Ni	Nickel	58.693
29	2562	Cu	Copper	63.546
30	907	Zn	Zinc	65.39
31	2204	Ga	Gallium	69.723
32	2883	Ge	Germanium	72.61
33	616.5F	As	Arsenic	74.922
34	685	Se	Selenium	78.972
35	58.8	Br	Bromine	79.904
36	133.14	Kr	Krypton	83.80
37	686	Rb	Rubidium	85.468
38	1382	Sr	Strontium	87.62
39	3345	Y	Yttrium	88.906
40	4009	Zr	Zirconium	91.224
41	4784	Nb	Niobium	92.906
42	4638	Mo	Molybdenum	95.95
43	4205	Tc	Technetium	98.907
44	4330	Ru	Ruthenium	101.07
45	3695	Rh	Rhodium	102.906
46	2963	Pd	Palladium	106.42
47	2162	Ag	Silver	107.868
48	767	Cd	Cadmium	112.411
49	2012	In	Indium	114.818
50	2062	Sn	Tin	118.71
51	1587	Sb	Antimony	121.760
52	988	Te	Tellurium	127.6
53	344.4	I	Iodine	126.905
54	109.09	Xe	Xenon	131.29
55	471	Cs	Cesium	132.905
56	1807	Ba	Barium	137.327
57-71			Lanthanide Series	
72	4603	Hf	Hafnium	178.49
73	5443	Ta	Tantalum	180.948
74	5535	W	Tungsten	183.85
75	5396	Re	Rhenium	186.207
76	5012	Os	Osmium	190.23
77	4428	Ir	Iridium	192.22
78	3825	Pt	Platinum	195.08
79	2856	Au	Gold	196.967
80	356.62	Hg	Mercury	200.59
81	1473	Tl	Thallium	204.383
82	1744	Pb	Lead	207.2
83	1564	Bi	Bismuth	208.980
84	962	Po	Polonium	209
85	337	At	Astatine	210
86	41.7	Rn	Radon	222.018
87	677	Fr	Francium	223
88	1707	Ra	Radium	226
89-103			Actinide Series	
104		Rf	Rutherfordium	261
105		Db	Dubnium	262
106	unknown	Sg	Seaborgium	266
107	unknown	Bh	Bohrium	264
108	unknown	Hs	Hassium	277
109	unknown	Mt	Meitnerium	268
110	unknown	Ds	Darmstadtium	285
111	unknown	Rg	Roentgenium	272
112	unknown	Cn	Copernicium	285
113	unknown	Nh	Nihonium	284
114	unknown	Fl	Flerovium	289
115	unknown	Uup	Ununpentium	288
116	unknown	Lv	Livermorium	293
117	unknown	Uus	Ununseptium	289
118	unknown	Uuo	Ununoctium	294
57	3464	La	Lanthanum	138.905
58	3443	Ce	Cerium	140.12
59	3550	Pr	Praseodymium	140.908
60	3074	Nd	Neodymium	144.24
61	3000	Pm	Promethium	144.913
62	1974	Sm	Samarium	150.36
63	1529	Eu	Europium	151.965
64	1273	Gd	Gadolinium	157.25
65	1330	Tb	Terbium	158.925
66	1267	Dy	Dysprosium	162.50
67	2567	Ho	Holmium	164.930
68	2700	Er	Erbium	167.26
69	2868	Tm	Thulium	168.934
70	1950	Yb	Ytterbium	173.04
71	1336	Lu	Lutetium	174.967
89	3338	Ac	Actinium	227.028
90	4784	Th	Thorium	232.038
91	4027	Pa	Protactinium	231.036
92	4131	U	Uranium	238.029
93	4274	Np	Neptunium	237.048
94	3228	Pu	Plutonium	244.064
95	2011	Am	Americium	243.061
96	1020	Cm	Curium	247.070
97	3627	Bk	Berkelium	247.070
98	unknown	Cf	Californium	251.080
99	unknown	Es	Einsteinium	252.083
100	unknown	Fm	Fermium	257.105
101	unknown	Md	Mendelevium	258.10
102	unknown	No	Nobelium	259.108
103	unknown	Lr	Lawrencium	262.109
Alkali Metal Alkaline Earth Transition Metal Basic Metal Semimetal Nonmetal Halogen Noble Gas Lanthanide Actinide				

© 2014 Todd Helmenstine
sciencenotes.org

5



การที่โลหะมีพันธะโลหะจึงทำให้โลหะมีสมบัติทั่วไป ดังนี้



1. โลหะเป็นตัวนำไฟฟ้าที่ดี เพราะอิเล็กตรอนเคลื่อนที่ได้ง่าย
2. โลหะมีจุดหลอมเหลวสูง เพราะเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมทั้งหมดในก้อนโลหะยึดอะตอมไว้อย่างเหนียวแน่น
3. โลหะสามารถตีแผ่เป็นแผ่นบาง ๆ ได้ เพราะมีกลุ่มเวเลนซ์อิเล็กตรอนทำหน้าที่ยึดอนุภาคให้เรียงกันไม่ขาดออกจากกัน
4. โลหะมีผิวเป็นมันวาว เพราะกลุ่มอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่โดยอิสระมีปฏิกิริยาต่อแสง จึงสะท้อนแสงทำให้มองเห็นเป็นมันวาว
5. สถานะปกติเป็นของแข็ง ยกเว้น Hg เป็นของเหลว
6. โลหะนำความร้อนได้ดี เพราะอิเล็กตรอนอิสระเคลื่อนที่ได้ทุกทิศทาง

กฎออกเตต (Octet rule)

การที่อะตอมของธาตุต่าง ๆ รวมตัวกันด้วยสัดส่วนที่ทำให้วาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8

โครงสร้างอะตอมของธาตุเฉื่อยมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนวงนอกสุดเหมือนกันคือ มี 8 อิเล็กตรอน (ยกเว้น He มี 2 อิเล็กตรอน)

เช่น Ne →

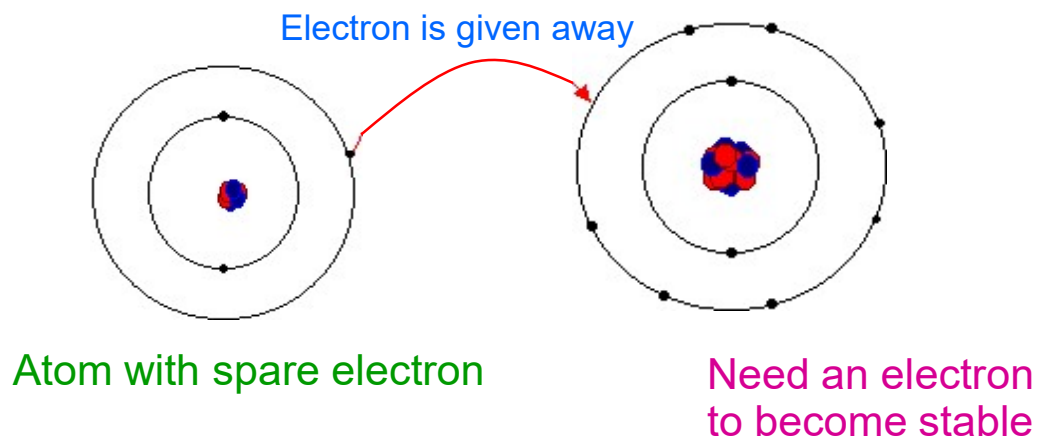
Ar →

ธาตุที่มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนไม่ครบ 8 จะไม่สามารถอยู่เป็นอะตอมเดี่ยวได้(ไม่เสถียร) ต้องรวมกันเป็นโมเลกุลซึ่งอาจจะมี 2 อะตอมหรือมากกว่า

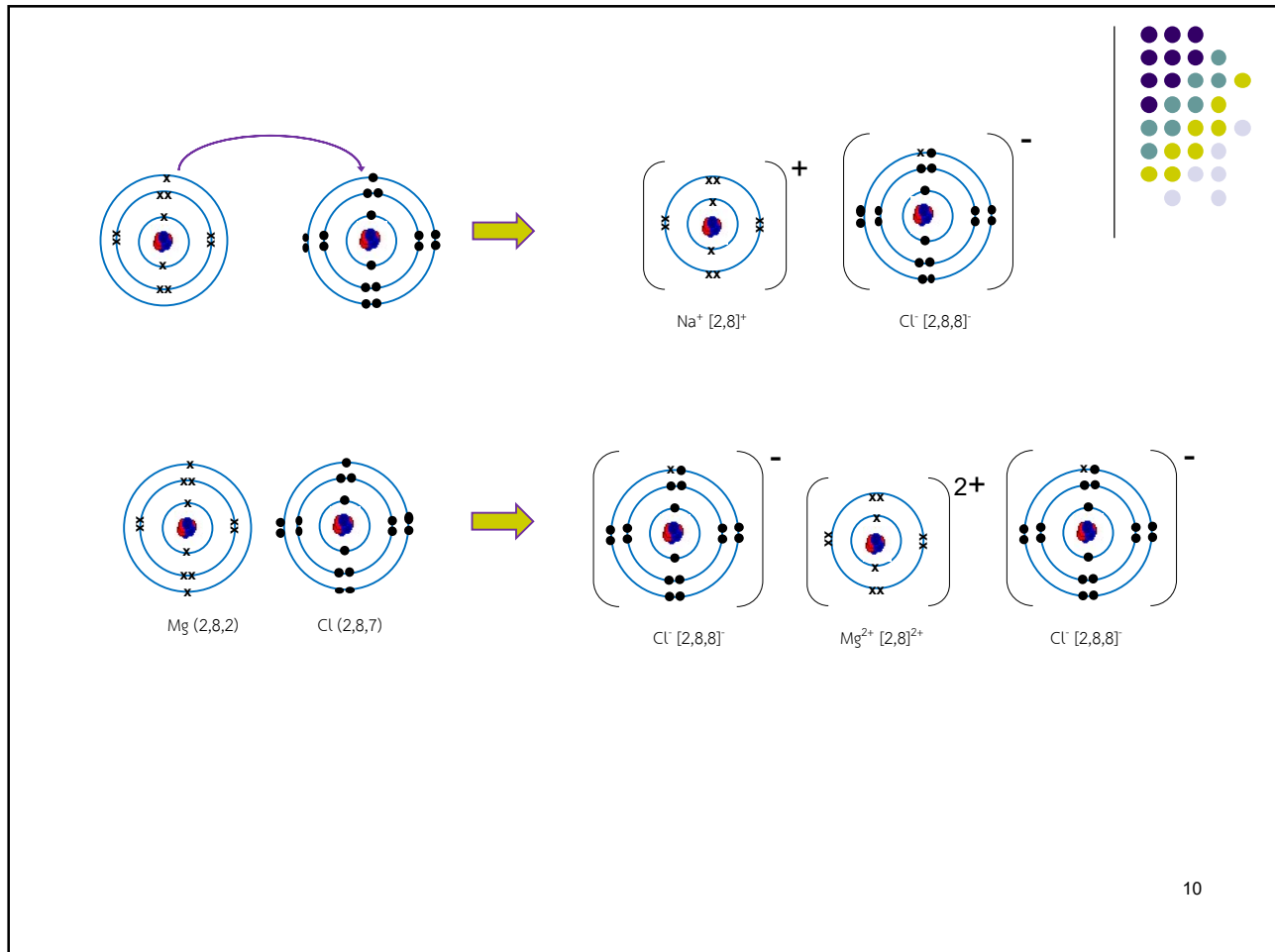


พันธะไอออนิก(Ionic bond)

* เป็นพันธะเคมีที่เกิดขึ้นจากแรงยึดเหนี่ยวทางไฟฟ้าของไอออนบวกกับไอออนลบ (electrostatic force)



* สารประกอบไอออนิกได้แก่ NaCl , MgO , CaCl_2



การเขียนสูตรสารประกอบไอออนิก

สารประกอบไอออนิกมีสภาพเป็นกลางคือ ประจุบวกจะหักล้างกับประจุลบ

1. เขียนไอออนบวกของโลหะหรือกลุ่มไอออนบวกไว้ข้างหน้า ตามด้วยไอออนลบของโลหะหรือกลุ่มไอออนลบ

2. ไอออนบวกและไอออนลบจะรวมกันในอัตราส่วนที่ทำให้ผลรวมของประจุเป็นศูนย์ ดังนั้นจึงต้องหาตัวเลขมาคูณกับจำนวนประจุบนไอออนบวกและไอออนลบให้มีจำนวนเท่ากัน แล้วใส่ตัวเลขเหล่านั้นไว้ที่มุมขวาล่างของแต่ละไอออน ซึ่งทำได้โดยใช้จำนวนประจุบนไอออนบวกและไอออนลบคูณไขว้กัน

3. ถ้ากลุ่มไอออนบวกหรือไอออนลบมีมากกว่า 1 กลุ่ม ให้ใส่วงเล็บ () และใส่จำนวนกลุ่มไว้ที่มุมล่างขวาล่าง



ตัวอย่าง จงเขียนสูตรของสารประกอบไอออนิกต่อไปนี้

- ก. Na^+ กับ O^{2-}
- ข. Mg^{2+} กับ O^{2-}
- ค. Al^{3+} กับ O^{2-}
- ง. Na^+ กับ Cl^-
- จ. Mg^{2+} กับ Cl^-
- ฉ. Al^{3+} กับ Cl^-
- ช. NH_4^+ กับ SO_4^{2-}



การอ่านชื่อสารประกอบไอออนิก

วิธีการอ่านชื่อสารประกอบไอออนิกให้อ่านตามลำดับของธาตุที่เขียนในสูตร คือ เริ่มจากธาตุแรกซึ่งเกิดเป็นไอออนบวก (ธาตุโลหะ) แล้วตามด้วยธาตุหลัง ซึ่งเป็นไอออนลบ (ธาตุอโลหะ)

1. เริ่มจากอ่านชื่อไอออนบวก (ธาตุโลหะ) ก่อน
2. อ่านชื่อธาตุไอออนลบ (ธาตุอโลหะ) โดยเปลี่ยนเสียงสุดท้ายเป็น -ไนด์ (-ide) เช่น

NaBr อ่านว่า โซเดียมโบรไมด์

CaO อ่านว่า แคลเซียมออกไซด์

3. หากไอออนลบมีลักษณะเป็นกลุ่มธาตุ จะมีชื่อเรียกเฉพาะที่แตกต่างกัน

เช่น NO_3^- อ่านว่า ไนเตรต

CO_3^{2-} อ่านว่า คาร์บอเนต

SO_4^{2-} อ่านว่า ซัลเฟต

OH^- อ่านว่า ไฮดรอกไซด์



ตัวอย่าง

CaCO_3 อ่านว่า แคลเซียมคาร์บอเนต

Na_2SO_4 อ่านว่า โซเดียมซัลเฟต

KNO_3

Ca(OH)_2

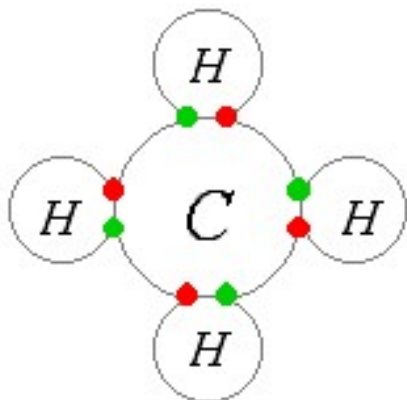


พันธะโควาเลนต์ (Covalent bond)

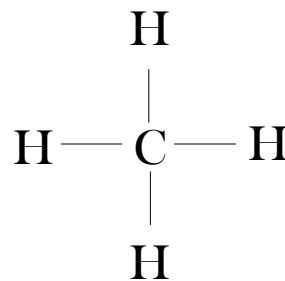


* เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดจากอะตอมของธาตุที่ใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกันเป็นคู่ ๆ เพื่อให้เป็นไปตามกฎออกเตต (Octet rule)

ได้แก่ Cl_2 CO_2 N_2 CH_4



● *Electron from carbon*
● *Electron from hydrogen*

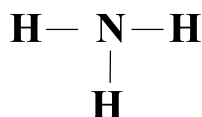


สูตรโครงสร้าง คือสูตรที่แสดงถึงการจับกันของธาตุในโมเลกุล
แบ่งเป็น 2 ชนิด



1. สูตรแบบเส้น : ใช้เส้นตรงแทนอิเล็กตรอนที่ร่วมพันธะกัน 2 ตัว

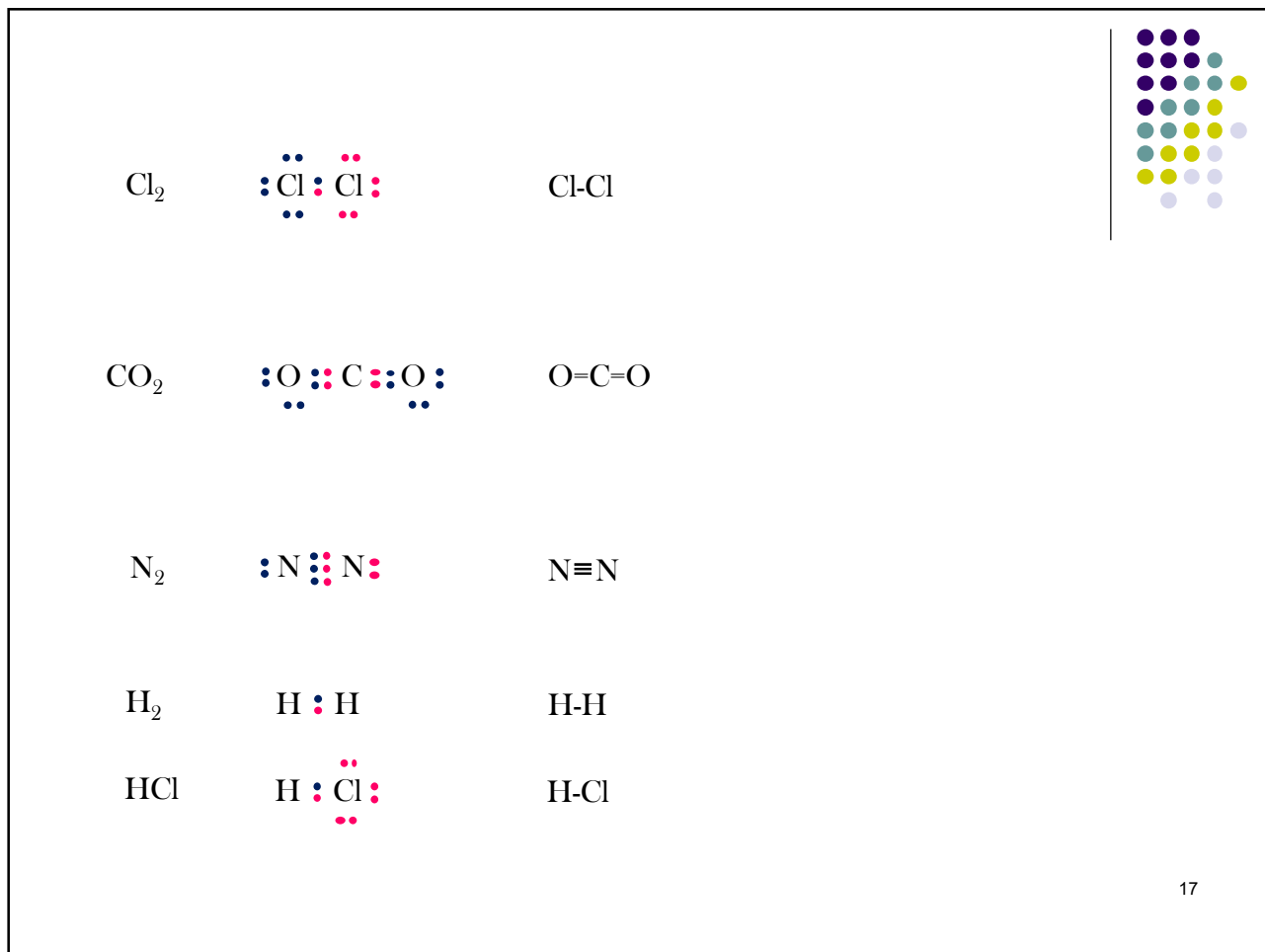
เช่น แอมโมเนีย



2. สูตรแบบจุด : ใช้จุดแทนอิเล็กตรอนที่ร่วมพันธะกัน ซึ่งจะเขียนเฉพาะอิเล็กตรอนวงนอกเท่านั้น

เช่น กรดไฮโดรคลอริก





ความสัมพันธ์ระหว่างชนิดของพันธะกับพลังงานพันธะและความยาวพันธะ



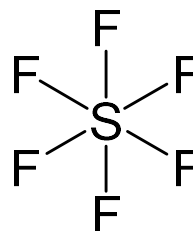
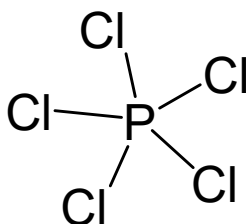
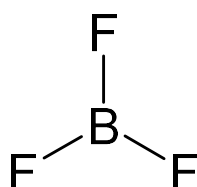
พลังงานพันธะ กับ ชนิดของพันธะ

พลังงานพันธะ = พันธะสาม > พันธะคู่ > พันธะเดี่ยว

ความยาวพันธะ กับ ชนิดของพันธะ

ความยาวพันธะ = พันธะเดี่ยว > พันธะคู่ > พันธะสาม

สารประกอบที่ไม่เป็นไปตามกฎออกเตต เช่น

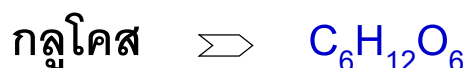


อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนล้อมรอบกี่ตัว ?

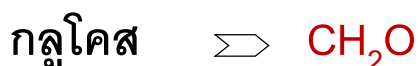
สูตรเคมี



สูตรโมเลกุล คือ สูตรที่แสดงว่า สารนั้น 1 โมเลกุลประกอบด้วย ธาตุใดบ้าง และแต่ละธาตุมีกี่อะตอม



สูตรอย่างง่าย คือ สูตรที่แสดงว่าสารนั้นประกอบด้วยธาตุใดบ้าง ในอัตราส่วนจำนวนอะตอมค่าต่ำที่สุดเท่าไร



(สูตรอย่างง่าย) n = สูตรโมเลกุล

ประจุฟอร์มอล (Formal charge)



เป็นประจุไฟฟ้าสมมติที่กำหนดขึ้นมักใช้กับสารโควาเลนต์เพื่อทำนายโครงสร้างโมเลกุล

อะตอมแต่ละตัวอาจมีประจุเป็นศูนย์

บางอะตอมเสมือนว่ามีอิเล็กตรอนเกินมา ก็จะมีประจุเป็นลบ

บางอะตอมอาจเสมือนว่าเสียอิเล็กตรอน ก็จะมีประจุเป็นบวก

ซึ่งเรียกประจุเหล่านี้ว่า ประจุฟอร์มอล (formal charge)

การคำนวณประจุฟอร์มอล



$$\text{ประจุฟอร์มอล} = V - N - 1/2 B$$

- เมื่อ
- V = จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมที่สนใจ
 - N = จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่ไม่สร้างพันธะ (non-bonding)
 - B = จำนวนอิเล็กตรอนที่สร้างพันธะอยู่รอบอะตอมนั้น

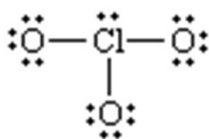
หลักการพิจารณาว่าโครงสร้างแบบใดเป็นไป得多มากหรือน้อย



1. โครงสร้างที่เป็นไปตามกฎออกเตตมากที่สุด มีความเป็นไป得多มากที่สุด
2. สำหรับโมเลกุลที่เป็นกลางโครงสร้างที่มีประจุฟอร์มอลรวมต่ำที่สุดหรือเป็นศูนย์ มีความเป็นไป得多มากที่สุด
3. อนุภาคที่มีประจุไฟฟ้า โครงสร้างที่มีประจุฟอร์มอลรวมเท่ากับประจุของอนุภาค เป็นโครงสร้างที่เป็นไป得多มากที่สุด
4. อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันที่อยู่ในโมเลกุลเดียวกัน มีประจุฟอร์มอลตรงข้ามกัน เป็นโครงสร้างที่เป็นไป得多น้อย
5. อะตอมที่มีค่า EN สูงมีประจุฟอร์มอลเป็นลบ เป็นโครงสร้างที่เป็นไป得多มากกว่า

ตัวอย่าง จงหาประจุฟอร์มอลของ ClO_3

$$\text{ประจุฟอร์มอล} = V - N - \frac{1}{2} B$$



$$\begin{aligned} \text{ประจุฟอร์มอลของ Cl} &= 7 - 2 - \frac{1}{2} (6) \\ &= 7 - 2 - 3 \\ &= +2 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{ประจุฟอร์มอลของ O} &= 6 - 6 - \frac{1}{2} (2) \\ &= -1 \end{aligned}$$

O ทั้ง 3 อะตอม มีประจุฟอร์มอล = -1 เช่นเดียวกัน

$$\text{ดังนั้น ประจุฟอร์มอลรวม} = +2 - 1 - 1 - 1 = -1 \rightarrow [\text{ClO}_3]^-$$

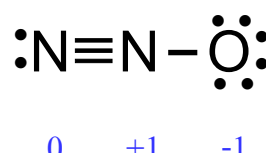
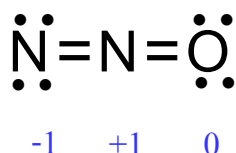
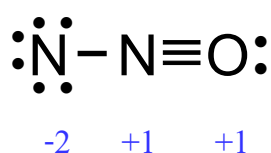
V = จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมที่สนใจ

N = จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่ไม่สร้างพันธะ (non-bonding)

B = จำนวนอิเล็กตรอนที่สร้างพันธะอยู่รอบอะตอมนั้น

ตัวอย่าง จงพิจารณาว่าโครงสร้างเรโซแนนซ์ของ N_2O แบบใดเป็นไปได้มากกว่ากัน

ประจุฟอร์มอล = $V - N - 1/2 B$



โครงสร้างที่เป็นไปได้มากกว่า

เนื่องจาก O มีค่า EN สูง มีประจุฟอร์มอลเป็นลบ จึงเป็นโครงสร้างที่เป็นไปได้มากกว่า

การเขียนสูตรโมเลกุลของสารประกอบโคเวเลนต์



โดยทั่วไปเขียนสัญลักษณ์ของธาตุที่เป็นองค์ประกอบเรียงตามลำดับของธาตุ และค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี (เรียงลำดับก่อนหลังดังนี้ B, Si, C, P, H, S, I, Br, Cl, O และ F) แล้วระบุจำนวนอะตอมของธาตุที่เป็นองค์ประกอบของโมเลกุล

ตัวอย่าง



การอ่านชื่อสารประกอบโคเวเลนต์

อ่านจำนวนอะตอมพร้อมชื่อธาตุแรก

(ในกรณีธาตุแรกมีอะตอมเดียวไม่ต้องอ่านจำนวน)

อ่านจำนวนอะตอม และชื่อธาตุที่สอง ลงท้ายเป็น ไ-ด์ (ide)

จำนวนอะตอม (number prefix) อ่านเป็นภาษากรีก คือ

1 = mono

2 = di

3 = tri

4 = tetra

5 = penta

6 = hexa

7 = hepta

8 = octa

9 = nona

10 = deca

11 = undec

12 = dodec



ตัวอย่าง

CO	carbon monoxide
PH ₃	phosphorus trihydride
NO ₂	nitrogen dioxide
N ₂ O ₃	dinitrogen trioxide
Cl ₂ O	dichlorine monoxide
P ₄ O ₁₀	tetraphosphorus decaoxide
CCl ₄	carbon tetrachloride



สารประกอบโควาเลนต์บางชนิดมักอ่านด้วยชื่อสามัญ (common name)



Formula	Common Name	Prefix Name
CH_4	methane	carbon tetrahydride
NH_3	ammonia	nitrogen trihydride
H_2O	water	dihydrogen monoxide
HCl		hydrogen chloride

รูปร่างของโมเลกุล

อธิบายด้วยทฤษฎีการผลักคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์

(Valence Shell Electron Pair Repulsion: VSEPR)



โมเลกุลโควาเลนต์มีรูปร่างต่างกัน เนื่องจากสาเหตุดังนี้คือ

* คู่อิเล็กตรอนใน valence shell ของอะตอม จะจัดตัวให้อยู่ห่างกันมากที่สุด

* คู่อิเล็กตรอนโดดเดี่ยว จะมีแรงผลักอิเล็กตรอนคู่อื่น ๆ มากกว่าอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ
การผลักกันระหว่างคู่อิเล็กตรอนจะลดลงตามลำดับดังนี้

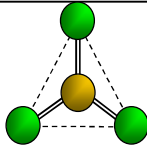
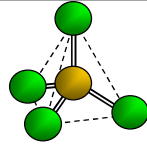
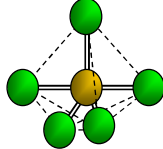
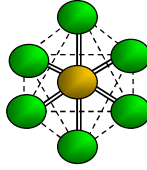
$Lp - Lp > Lp - Db > Lp - Sb > Db - Db > Db - Sb > Sb - Sb$

เมื่อ Lp = อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว Db = พันธะคู่ Sb = พันธะเดี่ยว
การผลักกันของอิเล็กตรอนต่าง ๆ จะลดลงตามลำดับดังนี้

lone pair > multiple bond > bonding pair > unpaired electron

* ทิศทางของพันธะโควาเลนต์ จะมีทิศทางที่แน่นอน

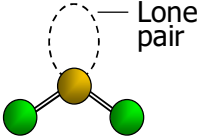
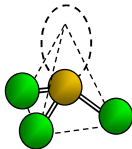
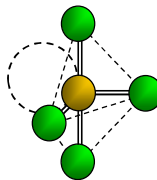
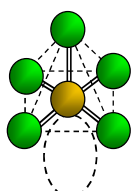
ตารางที่ 1 รูปร่างของโมเลกุลหรือไอออนที่ไม่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	การจัดเรียงตัว	มุมพันธะ
AX_2	เส้นตรง (linear)		180°
AX_3	สามเหลี่ยมแบนราบ (trigonal planar)		120° BCl_3, BF_3, GaI_3
AX_4	ทรงสี่หน้า (tetrahedral)		109.5° $CH_4, SnCl_4, CHCl_3$
AX_5	พีระมิดคู่ร่วมฐานสามเหลี่ยม (trigonal bipyramidal)		120° (equatorial) $(90^\circ$ axial)
AX_6	ทรงแปดหน้า (octahedral)		90° $SF_6, [AlCl_6]^{3-}, [SiF_6]^{2-}$



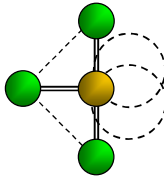
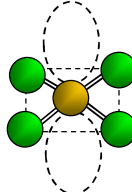
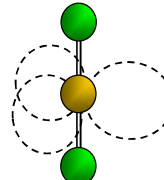
ตารางที่ 2 รูปร่างของโมเลกุลหรือไอออนที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 1 คู่



สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	การจัดเรียงตัว	มุมพันธะ
AX_2E	รูปตัววี		$< 120^\circ$ $SnCl_2, SO_2, NO_2^-$
AX_3E	พีระมิดฐานสามเหลี่ยม		107° NH_3, H_3O^+, PCl_3
AX_4E	คล้ายไม้กระดานหก (seesaw) หรือทรงสี่หน้าที่บิดเบี้ยว		186° และ 116° $SF_4, TeCl_4$
AX_5E	พีระมิดฐานสี่เหลี่ยมจตุรัส		ประมาณ 90° BrF_5, IF_5 33



ตารางที่ 3 รูปร่างของโมเลกุลหรือไอออนที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 2 และ 3 คู่

สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	การจัดเรียงตัว	มุมพันธะ
AX_3E_2	รูปตัวที T (T-shaped)		90° BrF_3, ClF_3
AX_4E_2	ระนาบจตุรัส		90° XeF_4, ICl_4^-
AX_2E_3	เส้นตรง Linear		180° I_3^-, ICl_2^-, XeF_2



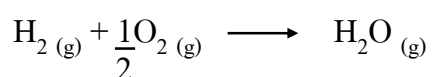
ความมีขั้วกับรูปร่างโมเลกุล



อาจบอกได้จากรูปร่างโมเลกุล ดังนี้

1. โมเลกุลหลายอะตอมที่เป็นเส้นตรง ไคโพลจะหักล้างกันหมด กลายเป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว
2. โมเลกุลที่มีรูปร่างเป็นสามเหลี่ยมแบนราบ (AX_3) จะเป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว เช่น BCl_3 แต่ถ้าเป็น AX_2Y จะเป็นโมเลกุลมีขั้ว
3. โมเลกุลที่มีรูปร่างเป็นทรงสี่หน้า ซึ่งมีสูตรทั่วไปเป็น AX_4 จะเป็นโมเลกุลไม่มีขั้วเช่น CH_4, CF_4 แต่ถ้าเป็น AX_3Y หรือ AX_2Y_2 จะเป็นโมเลกุลมีขั้ว
4. โมเลกุลที่มีรูปร่างแบบคู่พีระมิดรวมฐานสามเหลี่ยม ซึ่งมีสูตรทั่วไป AX_5 หรือแบบทรงแปดหน้า ซึ่งมีสูตรทั่วไป AX_6 จะเป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว
5. โมเลกุลที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวที่อะตอมกลาง มักเป็นโมเลกุลมีขั้ว เช่น SO_2, H_2O

ดย. จงคำนวณการเปลี่ยนแปลงของพลังงานความร้อนของปฏิกิริยาต่อไปนี้



กำหนดให้ พลังงานพันธะ $\text{H-H} = 431.0 \text{ kJ}$

$$\text{H-O} = 463.0 \text{ kJ}$$

$$\text{O=O} = 485.0 \text{ kJ}$$

ปฏิกิริยานี้เป็นแบบดูดหรือคายความร้อน?

วิธีทำ จากสมการ พันธะที่ถูกทำลาย คือ H-H และ O=O
พันธะที่เกิดขึ้น คือ H-O

$$\begin{aligned} \text{พลังงานที่ต้องใช้เพื่อสลายพันธะ} &= 431 \text{ kJ} + \frac{1}{2} (485.0 \text{ kJ}) \\ &= 673.5 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{พลังงานที่ถูกคายออกมา} &= 2 (463.0 \text{ kJ}) \quad \text{H-O 2 พันธะ} \\ &= 926.0 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\text{ความร้อนที่เปลี่ยนแปลง} = 926.0 - 673.5 = 252.5 \text{ kJ}$$

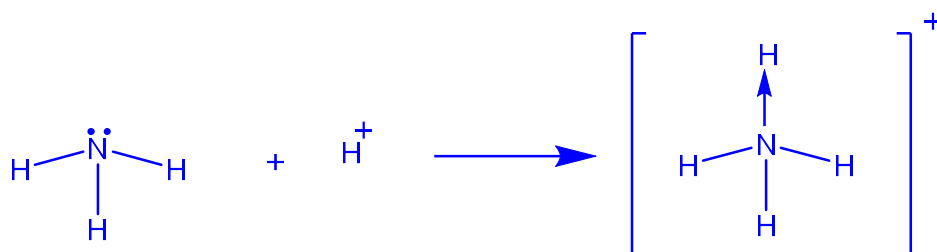
ความร้อนที่ระบบคายออกมา มากกว่า ความร้อนที่ถูกดูดเข้าไป **ปฏิกิริยาคายความร้อน**

38

พันธะโคออร์ดิเนตโควาเลนต์ (coordinate covalent bond)



- * เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดจากอะตอมหนึ่งตัวให้อิเล็กตรอนหนึ่งคู่ในการสร้างพันธะกับอะตอมอีกหนึ่งตัว
- * เรียกอีกอย่างว่า *dative bond*



แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล



เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่มีความแข็งแรงน้อยยิ่งเมื่อเปรียบเทียบกับพันธะไอออนิก และพันธะโคเวเลนต์

1. แรงแวนเดอร์วาลส์

เป็นแรงดึงดูดอย่างอ่อนระหว่างโมเลกุล มี 2 ชนิดที่สำคัญ คือ

1.1 แรงลอนดอน(London force) หรือแรงกระจายลอนดอน (London dispersion force) ซึ่งเป็นแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่ไม่มีขั้ว

1.2 แรงไดโพล-ไดโพล ซึ่งเป็นแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่มีขั้วด้วยกัน

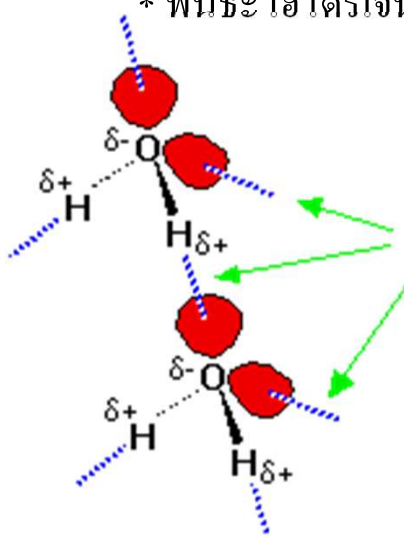
2. พันธะไฮโดรเจน (hydrogen bond)



* เป็นพันธะที่เกิดจากแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่มีความแรงมากกว่าแรงแวนเดอร์วาลส์

* เกิดจากแรงดึงดูดระหว่างไฮโดรเจนที่เกิดพันธะกับอะตอมที่มีอิเล็กโตรเนกาติวิตี(EN)สูง เช่น O , N , F (กับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว)

* พันธะไฮโดรเจนมักแทนด้วยเส้นประ (- - -)



พันธะไฮโดรเจน
Hydrogen Bond

สรุป

