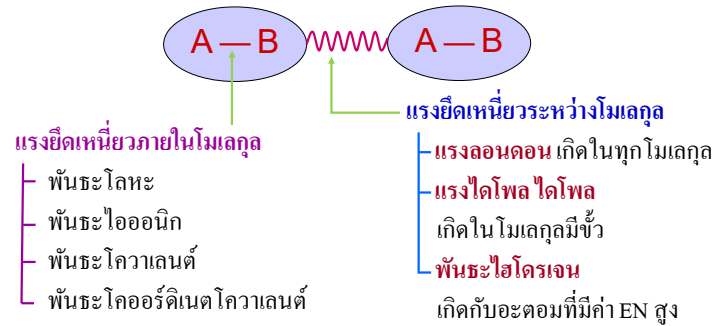


พันธะเคมี (Chemical bond)

พันธะเคมี หมายถึง แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอม (ภายในโมเลกุล)

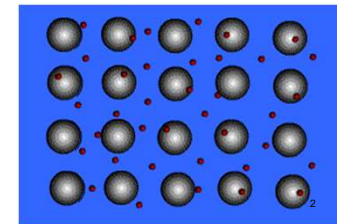


2563

1

พันธะโลหะ(metallic bond)

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



2563

Periodic Table of the Elements

Normal boiling points are in °C.
BP = 1013 mmHg.
Pressure is 1013 mmHg (1 atm).
Molecular weight is shown in parentheses after the element name.

Atomic Number, Symbol, Name, Atomic Mass

Lanthanide Series: La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu

Actinide Series: Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

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

2563

3

การที่โลหะมีพันธะโลหะจึงทำให้โลหะมีสมบัติทั่วไป ดังนี้

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

2563

4

กฎออกเตต (Octet rule)

การที่อะตอมของธาตุต่างๆ รวมตัวกันด้วยสัดส่วนที่ทำให้วาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8

โครงสร้างอะตอมของธาตุเกี่ยวกับการจัดเรียงอิเล็กตรอนวงนอกสุดเหมือนกันคือ มี 8 อิเล็กตรอน (ยกเว้น He มี 2 อิเล็กตรอน)

เช่น Ne →

Ar →

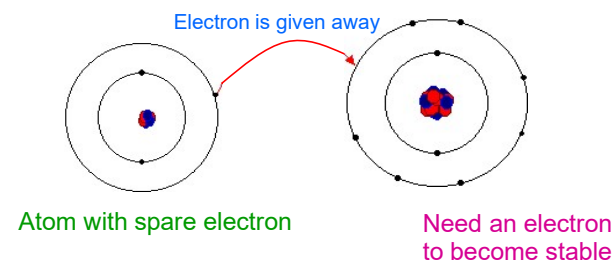
ธาตุที่มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนไม่ครบ 8 จะไม่สามารถอยู่เป็นอะตอมเดี่ยวได้ (ไม่เสถียร) ต้องรวมกันเป็นโมเลกุลซึ่งอาจจะมี 2 อะตอมหรือมากกว่า

2563

5

พันธะไอออนิก(Ionic bond)

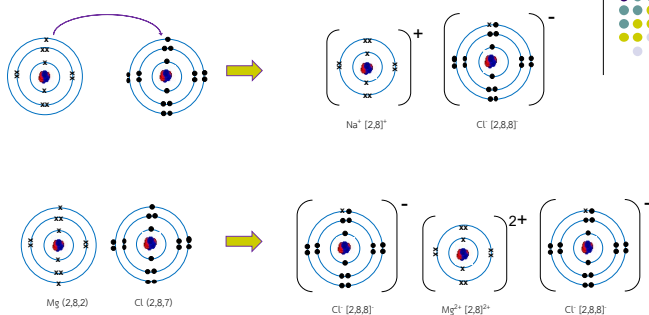
* เป็นพันธะเคมีที่เกิดขึ้นจากแรงดึงดูดระหว่างไฟฟ้าของไอออนบวกกับไอออนลบ (electrostatic force)



* สารประกอบไอออนิกได้แก่ NaCl, MgO, CaCl₂

2563

6



2563

7

การเขียนสูตรสารประกอบไอออนิก

สารประกอบไอออนิกมีสภาพเป็นกลางคือ ประจุบวกจะหักล้างกับประจุลบ

1. เขียนไอออนบวกของโลหะหรือกลุ่มไอออนบวกไว้ข้างหน้า ตามด้วยไอออนลบของโลหะหรือกลุ่มไอออนลบ

2. ไอออนบวกและไอออนลบจะรวมกันในอัตราส่วนที่ทำให้ผลรวมของประจุเป็นศูนย์ ดังนั้นจึงต้องหาตัวเลขมาคูณกับจำนวนประจุบวกไอออนบวกและไอออนลบให้มีจำนวนเท่ากัน แล้วใส่ตัวเลขเหล่านั้นไว้ที่มุมล่างของแต่ละไอออน ซึ่งทำได้โดยใช้จำนวนประจุบวกไอออนบวกและไอออนลบคูณไขว้กัน

3. ถ้ากลุ่มไอออนบวกหรือไอออนลบมีมากกว่า 1 กลุ่ม ให้ใส่วงเล็บ () และใส่จำนวนกลุ่มไว้ที่มุมล่างขวา

2563

8

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-}

2563

9

การอ่านชื่อสารประกอบไอออนิก

วิธีการอ่านชื่อสารประกอบไอออนิกให้อ่านตามลำดับของธาตุที่เขียนในสูตร คือ เริ่มจากธาตุแรกซึ่งเกิดเป็นไอออนบวก (ธาตุโลหะ) แล้วตามด้วยธาตุหลังซึ่งเป็นไอออนลบ (ธาตุอโลหะ)

1. เริ่มจากอ่านชื่อไอออนบวก (ธาตุโลหะ) ก่อน
2. อ่านชื่อธาตุไอออนลบ (ธาตุอโลหะ) โดยเปลี่ยนเสียงสุดท้ายเป็น -ไอด์ (-ide) เช่น
 NaBr อ่านว่า โซเดียมโบรไมด์
 CaO อ่านว่า แคลเซียมออกไซด์
3. หากไอออนลบมีลักษณะเป็นกลุ่มธาตุ จะมีชื่อเรียกเฉพาะที่แตกต่างกัน

เช่น NO_3^- อ่านว่า ไนเตรด
 CO_3^{2-} อ่านว่า คาร์บอเนต
 SO_4^{2-} อ่านว่า ซัลเฟต
 OH^- อ่านว่า ไฮดรอกไซด์

2563

10

ตัวอย่าง

CaCO_3 อ่านว่า แคลเซียมคาร์บอเนต
 Na_2SO_4 อ่านว่า โซเดียมซัลเฟต
 KNO_3
 Ca(OH)_2

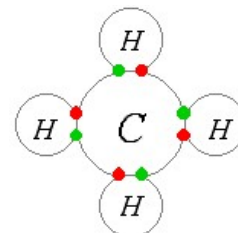
2563

11

พันธะโควาเลนต์ (Covalent bond)

* เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดจากอะตอมของธาตุที่ใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกันเป็นคู่ๆ เพื่อให้เป็นไปตามกฎออกเตต (Octet rule)

ได้แก่ Cl_2 CO_2 N_2 CH_4



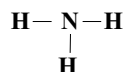
● Electron from carbon
 ● Electron from hydrogen

2563

12

สูตรโครงสร้าง คือสูตรที่แสดงถึงการจับกันของธาตุในโมเลกุล
แบ่งเป็น 2 ชนิด

1. สูตรแบบเส้น : ใช้เส้นตรงแทนอิเล็กตรอนที่ร่วมพันธะกัน 2 ตัว
เช่น แอมโมเนีย



2. สูตรแบบจุด : ใช้จุดแทนอิเล็กตรอนที่ร่วมพันธะกัน ซึ่งจะเขียน
เฉพาะอิเล็กตรอนวงนอกเท่านั้น

เช่น กรดไฮโดรคลอริก



2563

13



2563

14

ความสัมพันธ์ระหว่างชนิดของพันธะกับพลังงานพันธะและความยาวพันธะ

พลังงานพันธะ กับ ชนิดของพันธะ

พลังงานพันธะ = พันธะสาม > พันธะคู่ > พันธะเดี่ยว

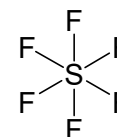
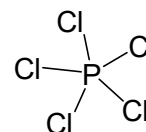
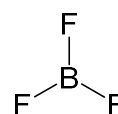
ความยาวพันธะ กับ ชนิดของพันธะ

ความยาวพันธะ = พันธะเดี่ยว > พันธะคู่ > พันธะสาม

2563

15

สารประกอบที่ไม่เป็นไปตามกฎออกเตต เช่น



อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนล้อมรอบกี่ตัว ?

2563

16

สูตรเคมี

สูตรโมเลกุล คือ สูตรที่แสดงว่า สารนั้น 1 โมเลกุลประกอบด้วย
ธาตุใดบ้าง และแต่ละธาตุมีกี่อะตอม

เช่น เบนซีน $\Rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$

กลูโคส $\Rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

สูตรอย่างง่าย คือ สูตรที่แสดงว่าสารนั้นประกอบด้วยธาตุใดบ้าง
ในอัตราส่วนจำนวนอะตอมค่าต่ำที่สุดเท่าไร

เช่น เบนซีน $\Rightarrow \text{CH}$

กลูโคส $\Rightarrow \text{CH}_2\text{O}$

(สูตรอย่างง่าย) n = สูตรโมเลกุล

2563

ประจุฟอร์มอล (Formal charge)

เป็นประจุไฟฟ้าสมมติที่กำหนดขึ้นมักใช้กับสาร โคเวเลนต์เพื่อทำนายโครงสร้าง
โมเลกุล

อะตอมแต่ละตัวอาจมีประจุเป็นศูนย์

บางอะตอมเสมือนว่ามีอิเล็กตรอนเกินมา ก็จะมีประจุเป็นลบ

บางอะตอมอาจเสมือนว่าเสียอิเล็กตรอน ก็จะมีประจุเป็นบวก

ซึ่งเรียกประจุเหล่านี้ว่า ประจุฟอร์มอล (formal charge)

2563

18

การคำนวณประจุฟอร์มอล

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

เมื่อ V = จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมที่สนใจ

N = จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่ไม่สร้างพันธะ (non-bonding)

B = จำนวนอิเล็กตรอนที่สร้างพันธะอยู่รอบอะตอมนั้น

2563

19

หลักการพิจารณาว่าโครงสร้างแบบใดเป็นไปได้มากหรือน้อย

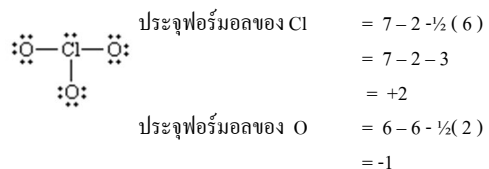
1. โครงสร้างที่เป็นไปตามกฎออกเตตมากที่สุด มีความเป็นไปได้มากที่สุด
2. สำหรับโมเลกุลที่เป็นกลางโครงสร้างที่มีประจุฟอร์มอลรวมค่าที่ต่ำสุดหรือเป็นศูนย์ มีความเป็นไปได้มากที่สุด
3. อนุภาคที่มีประจุไฟฟ้า โครงสร้างที่มีประจุฟอร์มอลรวมเท่ากับประจุของอนุภาค เป็นโครงสร้างที่เป็นไปได้มากที่สุด
4. อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันที่อยู่ในโมเลกุลเดียวกัน มีประจุฟอร์มอลตรงข้ามกัน เป็นโครงสร้างที่เป็นไปได้น้อย
5. อะตอมที่มีค่า EN สูงมีประจุฟอร์มอลเป็นลบ เป็นโครงสร้างที่เป็นไปได้น้อยกว่า

2563

20

ตัวอย่าง จงหาประจุฟอร์มัลของ ClO_3

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



O ทั้ง 3 อะตอม มีประจุฟอร์มัล = -1 เช่นเดียวกัน

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

V = จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมที่สนใจ

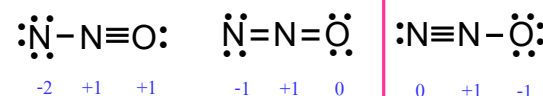
N = จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่ไม่สร้างพันธะ (non-bonding)

B = จำนวนอิเล็กตรอนที่สร้างพันธะอยู่รอบอะตอมนั้น

21

ตัวอย่าง จงพิจารณาว่าโครงสร้างเรโซแนนซ์ของ N_2O แบบใดเป็นไปได้มากกว่ากัน

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



โครงสร้างที่เป็นไปได้มากกว่า

เนื่องจาก O มีค่า EN สูง มีประจุฟอร์มัลเป็นลบ จึงเป็นโครงสร้างที่เป็นไปได้มากกว่า

2163

22

การเขียนสูตรโมเลกุลของสารประกอบโคเวเลนต์

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

ตัวอย่าง



2163

23

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

2163

24

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

2563

25

สารประกอบโควาเลนต์บางชนิดมีชื่อสามัญ (common name)

Formula	Common Name	Prefix Name
CH ₄	methane	carbon tetrahydride
NH ₃	ammonia	nitrogen trihydride
H ₂ O	water	dihydrogen monoxide
HCl		hydrogen chloride

2563

26

รูปร่างของโมเลกุล

อธิบายด้วยทฤษฎีการผลักคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์
(Valence Shell Electron Pair Repulsion: VSEPR)

โมเลกุลโควาเลนต์มีรูปร่างต่างกัน เนื่องจากสาเหตุดังนี้คือ

* คู่อิเล็กตรอนใน valence shell ของอะตอม จะจัดตัวให้อยู่ห่างกันมากที่สุด

* คู่อิเล็กตรอนโดดเดี่ยว จะมีแรงผลักกับคู่อื่น ๆ มากกว่า คู่อื่น ๆ ร่วมพันธะ
การผลักกันระหว่างคู่อิเล็กตรอน จะลดลงตามลำดับดังนี้

Lp – Lp > Lp – Db > Lp – Sb > Db – Db > Db – Sb > Sb – Sb

เมื่อ Lp = อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว Db = พันธะคู่ Sb = พันธะเดี่ยว
การผลักกัน ของอิเล็กตรอนต่าง ๆ จะลดลงตามลำดับดังนี้

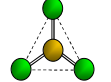
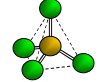
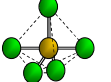
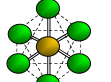
lone pair > multiple bond > bonding pair > unpaired electron

* ทิศทางของพันธะโควาเลนต์ จะมีทิศทางที่แน่นอน

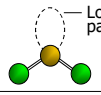
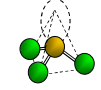
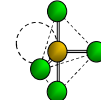
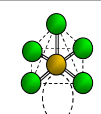
2563

27

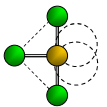
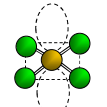
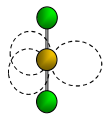
ตารางที่ 1 รูปร่างของโมเลกุลหรือไอออนที่ไม่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

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	พีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม (trigonal bipyramidal)		120° (equatorial) 90° (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

ตารางที่ 3 รูปร่างของโมเลกุลหรือไอออนที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 2 และ 3 คู่

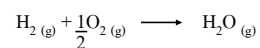
สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	การจัดเรียงตัว	มุมพันธะ
AX_3E_2	รูปตัวที T (T-shaped)		90° BrF_3, ClF_3
AX_4E_2	ระนาบจตุรัส		90° XeF_4, ICl_4^-
AX_2E_3	เส้นตรง Linear		180° I_3^-, ICl_2^-, XeF_2

ความเกี่ยวข้องกับรูปร่างโมเลกุล

อาจบอกได้จากรูปร่างโมเลกุล ดังนี้

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

ตย. จงคำนวณการเปลี่ยนแปลงของพลังงานความร้อนของปฏิกิริยาต่อไปนี้



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

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

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

ปฏิกิริยานี้เป็นแบบดูดหรือคายความร้อน?

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

พันธะที่เกิดขึ้น คือ $H-O$

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

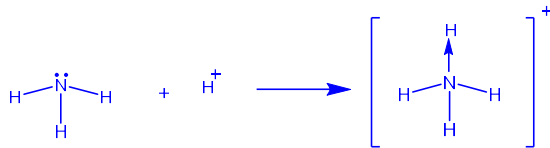
$$\begin{aligned} \text{พลังงานที่ถูกคายออกมา} &= 2(463.0 \text{ kJ}) \quad H-O \text{ 2 พันธะ} \\ &= 926.0 \text{ kJ} \end{aligned}$$

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

ความร้อนที่ระบบคายออกมา มากกว่า ความร้อนที่ถูกดูดเข้าไป ปฏิกิริยาคายความร้อน

พันธะโคออร์ดิเนตโควาเลนต์ (coordinate covalent bond)

- * เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดจากอะตอมหนึ่งตัวให้อิเล็กตรอนหนึ่งคู่ในการสร้างพันธะกับอะตอมอีกหนึ่งตัว
- * เรียกอีกอย่างว่า *dative bond*



2563

33

แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล

เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่มีความแข็งแรงน้อยกว่าเมื่อเปรียบเทียบกับพันธะไอออนิก และพันธะโควาเลนต์

1. แรงแวนเดอร์วาลส์

เป็นแรงดึงดูดอย่างอ่อนระหว่างโมเลกุล มี 2 ชนิดที่สำคัญ คือ

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

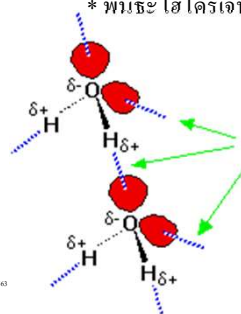
1.2 แรงไดโพล-ไดโพล ซึ่งเป็นแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่มีขั้วด้วยกัน

2563

34

2. พันธะไฮโดรเจน (hydrogen bond)

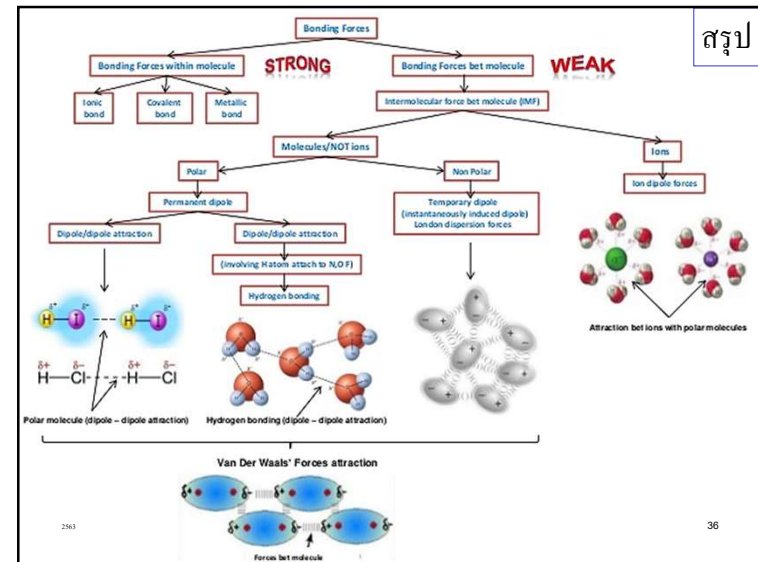
- * เป็นพันธะที่เกิดจากแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่มีความแรงมากกว่าแรงแวนเดอร์วาลส์
- * เกิดจากแรงดึงดูดระหว่างไฮโดรเจนที่เกิดพันธะกับอะตอมที่มีอิเล็กโตรเนกาติวิตี (EN) สูง เช่น O, N, F (กับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว)
- * พันธะไฮโดรเจนมักแทนด้วยเส้นประ (- - - -)



พันธะไฮโดรเจน
Hydrogen Bond

2563

35



2563

36