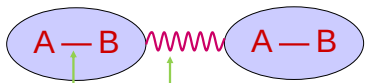
พันธะเคมี (Chemical bond)

พันธะเคมี หมายถึง แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอม (ภายในโมเลกุล)



แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล
- พันธะโลหะ
- พันธะไอออนิก
- พันธะโควาเลนต์
- พันธะโคออร์ดิเนตโควาเลนต์

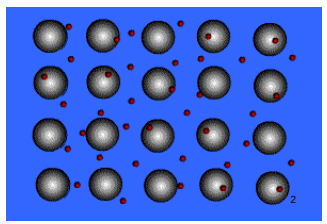
แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล
- **แรงลอนดอน** เกิดในทุกโมเลกุล
- **แรงไดโพล ไดโพล** เกิดในโมเลกุลมีขั้ว
- **พันธะไฮโดรเจน** เกิดกับอะตอมที่มีค่า EN สูง

1

1

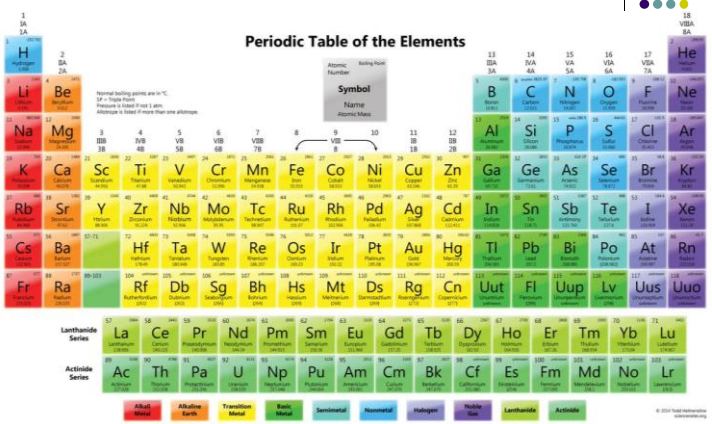
พันธะโลหะ(metallic bond)

* เป็นแรงดึงดูดระหว่างไอออนบวกซึ่งเรียงชิดกันกับอิเล็คตรอนที่อยู่โดยรอบ
* อะตอมของโลหะจะอยู่ในสภาพที่เป็นบวก
*ใช้เวเลนซ์อิเล็คตรอนร่วมกัน เวเลนซ์อิเล็คตรอนเคลื่อนที่ไปรอบๆก้อนโลหะเป็น ***กลุ่มหมอกอิเล็คตรอน (electron cloud)***
ทำให้ดึงดูดนิวเคลียสของอะตอมเหล่านั้นได้ด้วย
* โลหะหมู่ 2 แข็งแรงกว่าโลหะหมู่ 1



2

2



3

3

การที่โลหะมีพันธะโลหะจึงทำให้โลหะมีสมบัติทั่วไป ดังนี้

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

4

4

กฎออกเตต (Octet rule)

การที่อะตอมของธาตุต่าง ๆ รวมตัวกันด้วยสัดส่วนที่ทำให้วาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8

โครงสร้างอะตอมของธาตุเฉื่อยมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนวงนอกสุดเหมือนกันคือ มี 8 อิเล็กตรอน (ยกเว้น He มี 2 อิเล็กตรอน)

เช่น Ne →

Ar →

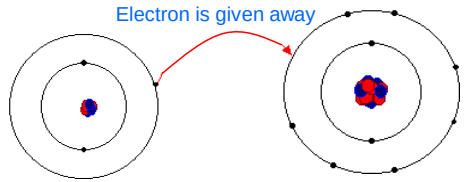
ธาตุที่มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนไม่ครบ 8 จะไม่สามารถอยู่เป็นอะตอมเดี่ยวได้(ไม่เสถียร) ต้องรวมกันเป็นโมเลกุลซึ่งอาจจะมี 2 อะตอมหรือมากกว่า

5

5

พันธะไอออนิก(Ionic bond)

* เป็นพันธะเคมีที่เกิดขึ้นจากแรงยึดเหนี่ยวทางไฟฟ้าของไอออนบวกกับไอออนลบ (electrostatic force)



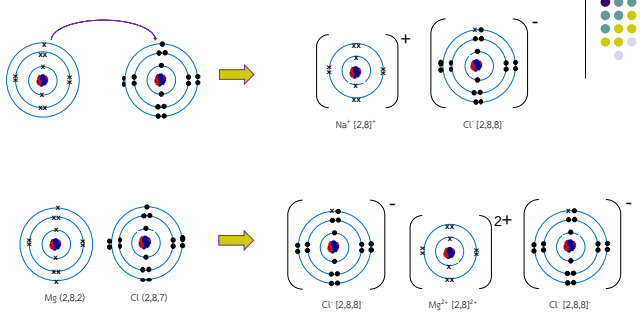
Atom with spare electron

Need an electron to become stable

* สารประกอบไอออนิกได้แก่ $NaCl$, MgO, $CaCl_2$

6

6



7

7

การเขียนสูตรสารประกอบไอออนิก

สารประกอบไอออนิกมีสภาพเป็นกลางคือ ประจุบวกจะหักล้างกับประจุลบ

1. เขียนไอออนบวกของโลหะหรือกลุ่มไอออนบวกไว้ข้างหน้า ตามด้วยไอออนลบของอโลหะหรือกลุ่มไอออนลบ

2. ไอออนบวกและไอออนลบจะรวมกันในอัตราส่วนที่ทำให้ผลรวมของประจุเป็นศูนย์ ดังนั้นจึงต้องหาตัวเลขมาดูณกับจำนวนประจุบนไอออนบวกและไอออนลบให้มีจำนวนเท่ากัน แล้วใส่ตัวเลขเหล่านั้นไว้ที่มุมขวาล่างของแต่ละไอออน ซึ่งทำได้โดยใช้จำนวนประจุบนไอออนบวกและไอออนลบดูณไขว้กัน

3. ถ้ากลุ่มไอออนบวกหรือไอออนลบมีมากกว่า 1 กลุ่ม ให้ใส่วงเล็บ ( ) และใส่จำนวนกลุ่มไว้ที่มุมล่างขวาล่าง

8

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-}

9

9

การอ่านชื่อสารประกอบไอออนิก

วิธีการอ่านชื่อสารประกอบไอออนิกให้อ่านตามลำดับของธาตุที่เขียนในสูตร คือ เริ่มจากธาตุแรกซึ่งเกิดเป็นไอออนบวก (ธาตุโลหะ) แล้วตามด้วยธาตุหลัง ซึ่งเป็นไอออนลบ (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 ไนเตรต

CO_3^{2-} อ่านว่า คาร์บอเนต

SO_4^{2-} อ่านว่า ซัลเฟต

OH^- อ่านว่า ไฮดรอกไซด์

10

10

ตัวอย่าง

$CaCO_3$ อ่านว่า แคลเซียมคาร์บอเนต

Na_2SO_4 อ่านว่า โซเดียมซัลเฟต

KNO_3

$Ca(OH)_2$

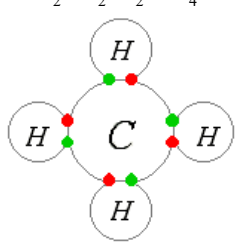
11

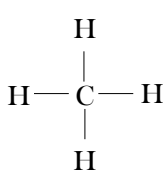
11

พันธะโควาเลนต์ (Covalent bond)

* เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดจากอะตอมของธาตุที่ใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกันเป็นคู่ ๆ เพื่อให้เป็นไปตามกฎออกเตต (Octet rule)

ได้แก่ Cl_2 CO_2 N_2 CH_4





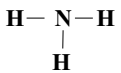
12

12

สูตรโครงสร้าง คือสูตรที่แสดงถึงการจับกันของธาตุในโมเลกุล แบ่งเป็น 2 ชนิด

1. สูตรแบบเส้น : ใช้เส้นตรงแทนอิเล็กตรอนที่ร่วมพันธะกัน 2 ตัว

เช่น แอมโมเนีย

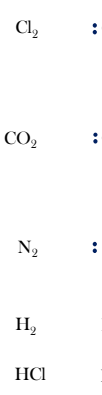


2. สูตรแบบจุด : ใช้จุดแทนอิเล็กตรอนที่ร่วมพันธะกัน ซึ่งจะเขียนเฉพาะอิเล็กตรอนวงนอกเท่านั้น

เช่น กรดไฮโดรคลอริก

13

13



Cl_2		Cl-Cl
CO_2		O=C=O
N_2		N≡N
H_2	H : H	H-H
HCl	H : Cl :	H-Cl

14

14

ความสัมพันธ์ระหว่างชนิดของพันธะกับพลังงานพันธะและความยาวพันธะ

พลังงานพันธะ กับ ชนิดของพันธะ

พลังงานพันธะ = พันธะสาม > พันธะคู่ > พันธะเดี่ยว

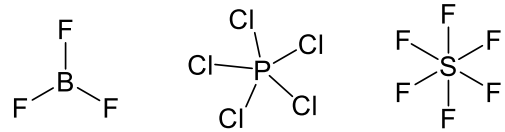
ความยาวพันธะ กับ ชนิดของพันธะ

ความยาวพันธะ = พันธะเดี่ยว > พันธะคู่ > พันธะสาม

15

15

สารประกอบที่ไม่เป็นไปตามกฎออกเตต เช่น



อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนล้อมรอบกี่ตัว ?

16

16

สูตรเคมี

สูตรโมเลกุล คือ สูตรที่แสดงว่า สารนั้น 1 โมเลกุลประกอบด้วยธาตุใดบ้าง และแต่ละธาตุมีกี่อะตอม

เช่น เบนซีน ⇒ C_6H_6

กลูโคส ⇒ $C_6H_{12}O_6$

สูตรอย่างง่าย คือ สูตรที่แสดงว่าสารนั้นประกอบด้วยธาตุใดบ้างในอัตราส่วนจำนวนอะตอมค่าต่ำที่สุดเท่าไร

เช่น เบนซีน ⇒ CH

กลูโคส ⇒ CH_2O

(สูตรอย่างง่าย)n = สูตรโมเลกุล

17

ประจุฟอร์มอล (Formal charge)

เป็นประจุไฟฟ้าสมมติที่กำหนดขึ้นมักใช้กับสารโควาเลนต์เพื่อทำนายโครงสร้างโมเลกุล

อะตอมแต่ละตัวอาจมีประจุเป็น***ศูนย์***

บางอะตอมเสมือนว่ามีอิเล็กตรอนเกินมา ก็จะมี***ประจุเป็นลบ***

บางอะตอมอาจเสมือนว่าเสียอิเล็กตรอน ก็จะมี***ประจุเป็นบวก***

ซึ่งเรียกประจุเหล่านี้ว่า ประจุฟอร์มอล (formal charge)

18

18

การคำนวณประจุฟอร์มอล

ประจุฟอร์มอล = V - N - 1/2 B

เมื่อ V = จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมที่สนใจ

N = จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่ไม่สร้างพันธะ (non-bonding)

B = จำนวนอิเล็กตรอนที่สร้างพันธะอยู่รอบอะตอมนั้น

19

19

หลักการพิจารณาว่าโครงสร้างแบบใดเป็นไปได้มากหรือน้อย

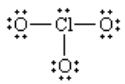
1. โครงสร้างที่เป็นไปตามกฎออกเตตมากที่สุด มีความเป็นไปได้มากที่สุด
2. สำหรับโมเลกุลที่เป็นกลางโครงสร้างที่มีประจุฟอร์มอลรวมต่ำที่สุดหรือเป็นศูนย์ มีความเป็นไปได้มากที่สุด
3. อนุภาคที่มีประจุไฟฟ้า โครงสร้างที่มีประจุฟอร์มอลรวมเท่ากับประจุของอนุภาค เป็นโครงสร้างที่เป็นไปได้มากที่สุด
4. อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันที่อยู่ในโมเลกุลเดียวกัน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

20

20

ตัวอย่าง จงหาประจุฟอร์มอลของ ClO_3

ประจุฟอร์มอล = V - N - 1/2 B



ประจุฟอร์มอลของ Cl = 7 – 2 -½ (6)

= 7 – 2 – 3

= +2

ประจุฟอร์มอลของ O = 6 – 6 - ½(2)

= -1

O ทั้ง 3 อะตอม มีประจุฟอร์มอล = -1 เช่นเดียวกัน

ดังนั้น ประจุฟอร์มอลรวม = +2 -1-1-1 = -1 → $[ClO_3]^-$

V = จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมที่สนใจ

N = จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่ไม่สร้างพันธะ (non-bonding)

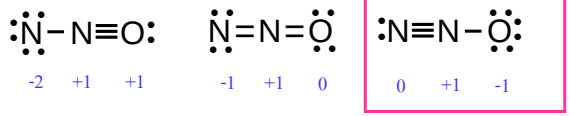
B = จำนวนอิเล็กตรอนที่สร้างพันธะอยู่รอบอะตอมนั้น

21

21

ตัวอย่าง จงพิจารณาว่าโครงสร้างเรโซแนนซ์ของ N_2O แบบใดเป็นไปได้มากกว่ากัน

ประจุฟอร์มอล = V - N - 1/2 B



โครงสร้างที่เป็นไปได้มากกว่า

เนื่องจาก O มีค่า EN สูง มีประจุฟอร์มอลเป็นลบ จึงเป็นโครงสร้างที่เป็นไปได้มากกว่า

22

22

การเขียนสูตรโมเลกุลของสารประกอบโคเวเลนต์

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

ตัวอย่าง

H_2S

HCl

Cl_2O

HNO_3

23

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

24

24

ตัวอย่าง

CO	carbon monoxide
PH_3	phosphorus trihydride
NO_2	nitrogen dioxide
N_2O_3	dinitrogen trioxide
Cl_2O	dichlorine monoxide
P_4O_{10}	tetraphosphorus decaoxide
CCl_4	carbon tetrachloride

25

25

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

26

26

รูปร่างของโมเลกุล

อธิบายด้วยทฤษฎีการผลักคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์
(Valence Shell Electron Pair Repulsion: VSEPR)

โมเลกุลโควาเลนต์มีรูปร่างต่างกัน เนื่องจากสาเหตุดังนี้คือ

* คู่ e^- ใน valence shell ของอะตอม จะจัดตัวให้อยู่ห่างกันมากที่สุด

* คู่ e^- คู่โดดเดี่ยว จะมีแรงผลัก e^- คู่อื่น ๆ มากกว่า e^- คู่ร่วมพันธะ
การผลักกันระหว่างคู่ e^- จะลดลงตามลำดับดังนี้

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

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

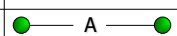
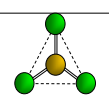
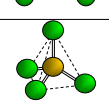
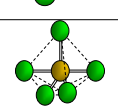
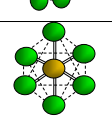
lone pair > multiple bond > bonding pair > unpaired electron

* ทิศทางของพันธะโควาเลนต์ จะมีทิศทางที่แน่นอน

27

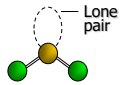
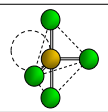
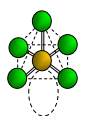
27

ตารางที่ 1 รูปร่างของโมเลกุลหรือไอออนที่ไม่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

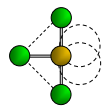
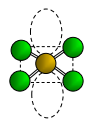
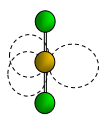
สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	การจัดเรียงตัว	มุมพันธะ
AX_2	เส้นตรง (linear)		180°
AX_3	สามเหลี่ยมแบนราบ (trigonal planar)		120° BCl_3, BF_3, GaI_3
AX_4	ทรงสี่หน้า (tetrahedral)		109.5° CH_4, $SnCl_4$, $CHCl_3$
AX_5	พีรามิดคู่ร่วมฐานสามเหลี่ยม (trigonal bipyramidal)		120° (equatorial) (90° axial)
AX_6	ทรงแปดหน้า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

28

ตารางที่ 2 รูปร่างของโมเลกุลหรือไอออนที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 1 คู่

สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	การจัดเรียงตัว	มุมพันธะ
AX_2E	รูปตัววี		< 120° $SnCl_2$, SO_2, NO_2^-
AX_3E	พีรามิดฐานสามเหลี่ยม		107° NH_3, H_3O^+, PCl_3
AX_4E	คล้ายไม้กระดานหก (seesaw) หรือทรงสี่หน้าที่บิดเบี้ยว		186° และ 116° SF_4, $TeCl_4$
AX_5E	พีรามิดฐานสี่เหลี่ยมจตุรัส		ประมาณ90° 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

ความมีขั้วกับรูปร่างโมเลกุล

อาจบอกได้จากรูปร่างโมเลกุล ดังนี้

1. โมเลกุลหลายอะตอมที่เป็นเส้นตรง ไดโพลจะหักล้างกันหมด 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. โมเลกุลที่มีรูปร่างแบบคู่พีระมิดร่วมฐานสามเหลี่ยม ซึ่งมีสูตรทั่วไป AX_5 หรือแบบทรงแปดหน้า ซึ่งมีสูตรทั่วไป AX_6 จะเป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว
5. โมเลกุลที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวที่อะตอมกลาง มักเป็นโมเลกุลมีขั้ว เช่น SO_2 , H_2O

ตย. จงคำนวณการเปลี่ยนแปลงของพลังงานความร้อนของปฏิกิริยาต่อไปนี้

$$H_{2\,(g)} + \frac{1}{2}O_{2\,(g)} \longrightarrow H_2O_{\,(g)}$$

กำหนดให้ พลังงานพันธะ H-H = 431.0 kJ

H-O = 463.0 kJ

O=O = 485.0 kJ

ปฏิกิริยานี้เป็นแบบดูดหรือคายความร้อน?

วิธีทำ จากสมการ พันธะที่ถูกทำลาย คือ H-H และ O=O

พันธะที่เกิดขึ้น คือ H-O

พลังงานที่ต้องใช้เพื่อสลายพันธะ = 431 kJ + $\frac{1}{2}$(485.0 kJ)

= 673.5 kJ

พลังงานที่ถูกคายออกมา = 2 (463.0 kJ) *H-O 2 พันธะ*

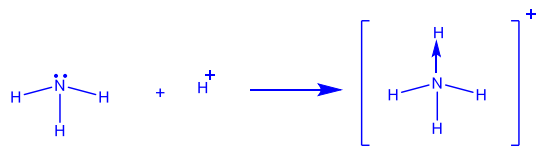
= 926.0 kJ

ความร้อนที่เปลี่ยนแปลง = 926.0 – 673.5 = 252.5 kJ

ความร้อนที่ระบบคายออกมา มากกว่า ความร้อนที่ถูกดูดเข้าไป *ปฏิกิริยาคายความร้อน*

พันธะโคออร์ดิเนตโควาเลนต์ (coordinate covalent bond)

* เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดจากอะตอมหนึ่งตัวให้อิเล็คตรอนหนึ่งคู่ในการสร้างพันธะกับอะตอมอีกหนึ่งตัว
* เรียกอีกอย่างว่า ***dative bond***



33

33

แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล

เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่มีความแข็งแรงน้อยยิ่งเมื่อเปรียบเทียบกับพันธะไอออนิก และพันธะโคเวเลนต์

1. แรงแวนเดอร์วาลส์

เป็นแรงดึงดูดอย่างอ่อนระหว่างโมเลกุล มี 2 ชนิดที่สำคัญ คือ

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

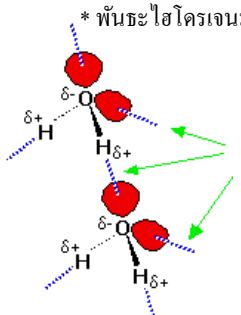
1.2 แรงไดโพล-ไดโพล ซึ่งเป็นแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่มีขั้วด้วยกัน

34

34

2. พันธะไฮโดรเจน (hydrogen bond)

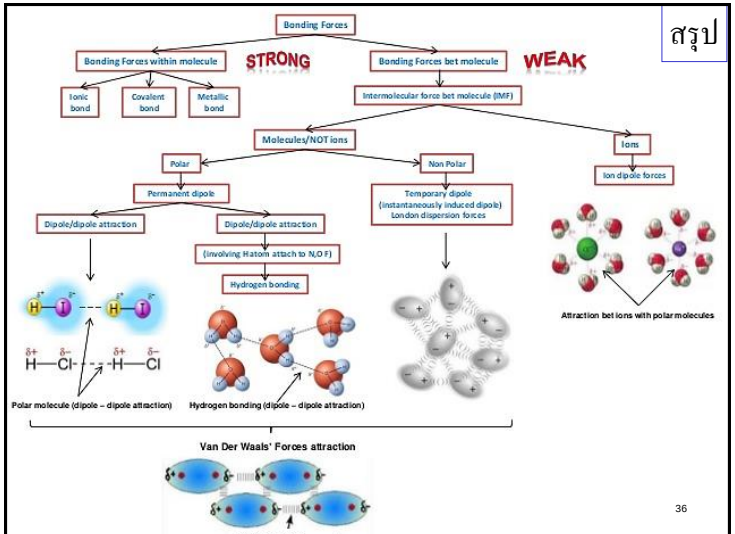
* เป็นพันธะที่เกิดจากแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่มีความแรงมากกว่าแรงแวนเดอร์วาลส์
* เกิดจากแรงดึงดูดระหว่างไฮโดรเจนที่เกิดพันธะกับอะตอมที่มีอิเล็กโตรเนกาติวิตี(EN)สูง เช่น O , N , F (กับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว)
* พันธะไฮโดรเจนมักแทนด้วยเส้นประ (- - - -)



พันธะไฮโดรเจน
Hydrogen Bond

35

35



36

36