

กรด-เบส (ACIDS-BASES)

กรด-เบส (Acids and Bases)

- กรดและเบสมีความสำคัญต่อสิ่งมีชีวิตและสภาวะแวดล้อมมาก
- ในร่างกายคนเรามีกรดและเบสหลายชนิด
เช่น ในกระเพาะอาหาร $\rightarrow$ 0.03 M dil. HCl
- โดยทั่วไปจะใช้ค่า pH บอกความเป็นกรด-เบสของสาร
สารที่มี $\text{pH} < 7 \rightarrow$ กรด , สารที่มี $\text{pH} > 7 \rightarrow$ เบส
- ตัวอย่างสารละลายกรด-เบสที่พบในชีวิตประจำวัน ได้แก่

	<u>pH</u>
น้ำย่อยในกระเพาะอาหาร	1 - 2
น้ำผลไม้	3 - 3.5
ปัสสาวะ	4.5 - 7.5
นมสด	6 - 6.5
เลือด	7 - 7.5
ยาลดกรด	10 - 11

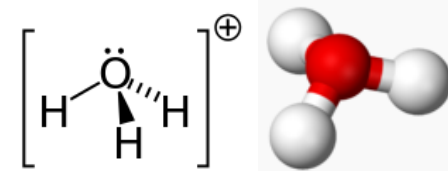
เนื้อหาบรรยาย รายวิชา คม 331 เคมีอินทรีย์ 1

อาจารย์เพชรลดา กันหาดี

กรด-เบส (Acids and Bases)

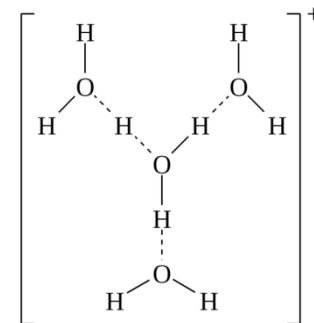
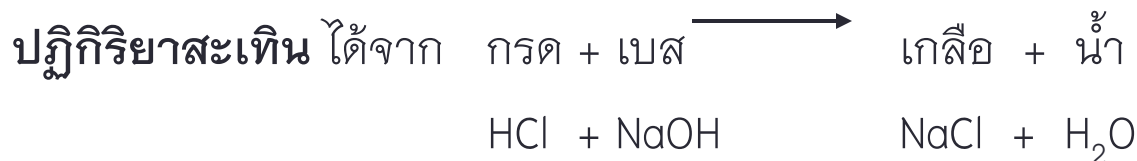
1) บทนิยามกรดและเบส

1.1) อาร์เรเนียส (Svante Arrhenius, 1884)



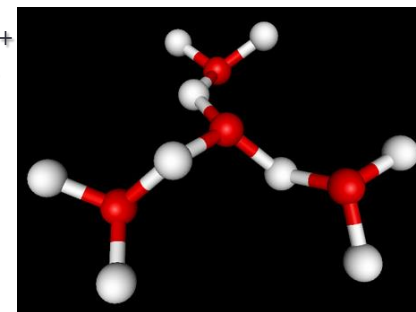
กรด คือ สารประกอบที่มีอะตอม H ซึ่งเมื่ออยู่ในน้ำจะแตกตัวให้ H^+ เช่น HCl , H_2SO_4 , CH_3COOH

เบส คือ สารประกอบที่เมื่ออยู่ในน้ำจะแตกตัวให้ OH^- เช่น $NaOH$, NH_4OH



ข้อจำกัดของนิยามนี้

- จริงๆแล้ว H^+ ในสมการการแตกตัว จะอยู่ในรูปของ H_3O^+ หรือ $H_9O_4^+$
- H^+ เกิดได้ในตัวทำละลายอื่นที่ไม่ใช่น้ำได้ เช่น NH_3 , ROH
- สารประกอบที่ไม่มีอะตอม H หรือหมู่ OH สามารถให้ H^+ หรือ OH^- ในน้ำได้



นิยามกรด-เบสของ Arrhenius



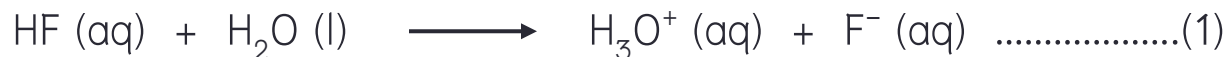
- บทนิยามนี้ใช้ไม่ได้ในระบบตัวทำละลายที่ไม่ใช่น้ำ

1.2) เบรินสเตดและลาวรี (*J.N. Brønsted and T.M. Lowry, 1923*)

กรด คือ สารที่ให้โปรตอน (H^+) $\rightarrow$ proton donor

เบส คือ สารที่รับโปรตอน $\rightarrow$ proton acceptor

- ตัวอย่างปฏิกิริยา เช่น



กรด เบส

เมื่อ HF ละลายน้ำ $\rightarrow$ HF จะให้ H^+ แก่ H_2O

นิยามกรด-เบสของ Brønsted-Lowry

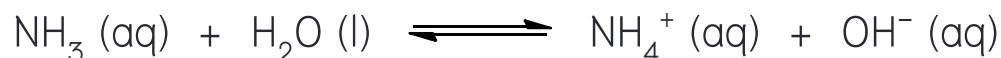
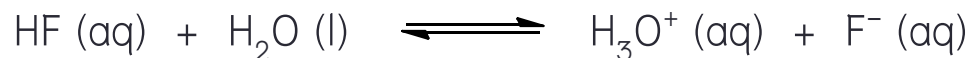


เบส กรด

เมื่อ NH_3 ละลายน้ำ $\rightarrow$ NH_3 จะรับ H^+ จาก H_2O

จากปฏิกิริยา (1) และ (2) $\rightarrow$ H_2O ทำหน้าที่เป็นได้ทั้งกรดและเบส $\rightarrow$ *amphiprotic substance*

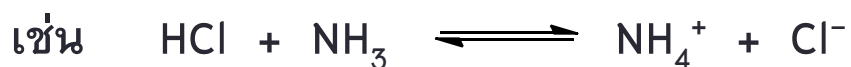
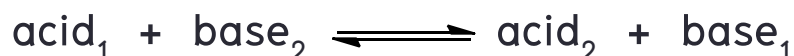
- ในตัวทำละลายที่เป็นน้ำ $\rightarrow$ H^+ จะอยู่ในรูปอย่างง่ายคือ H_3O^+
- จริงๆแล้ว การเคลื่อนย้าย H^+ ระหว่างกรดและเบสเกิดขึ้นอย่างรวดเร็วทั้ง 2 ทิศทาง และอยู่ในลักษณะที่เป็นสมดุล



นิยามกรด-เบสของ Brønsted-Lowry

- Conjugate acids and bases

- สมดุลปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส $\rightarrow$ Brønsted equilibrium เขียนในรูปอย่างง่าย คือ



- จากปฏิกิริยา (3) จะเห็นว่า กรด HA ง่าย H^+ ให้แก่เบส B เกิดเป็น A^-

เบส B รับ H^+ จากกรด HA เกิดเป็น BH^+

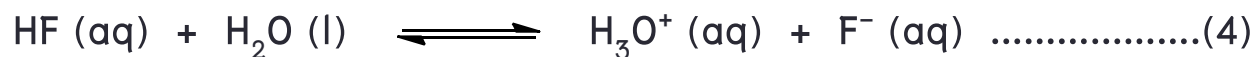
ดังนั้น จะเรียก A^- ว่าเป็น คู่เบสของกรด HA (conjugate base)

และเรียก BH^+ เป็น คู่กรดของเบส B (conjugate acid)

นิยามกรด-เบสของ Brønsted-Lowry

- The Strengths of Brønsted acids and bases

– ความแรงของ Brønsted acids เช่น HF ใน aqueous solution พิจารณาจากค่า K_a (acidity constant)

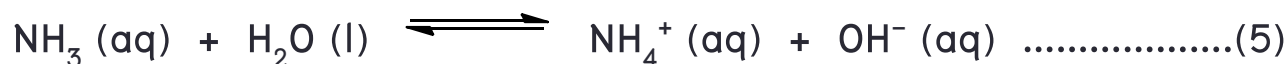


$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

ถ้า $K_a \ll 1 \rightarrow$ proton transfer เกิดไม่ดี $\rightarrow$ weak acid

กรณี HF, $K_a = 3.5 \times 10^{-4} \rightarrow$ ดังนั้น เป็น weak acid

– ในทำนองเดียวกัน กรณีของ base เช่น NH_3



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

นิยามกรด-เบสของ Brønsted-Lowry

ถ้า $K_b \ll 1 \rightarrow$ รับ proton ได้ไม่ดี $\rightarrow$ weak base

กรณี NH_3 , $K_b = 1.8 \times 10^{-5} \rightarrow$ ดังนั้น เป็น weak base

$$\text{จาก } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}]^+$$

$$\text{ดังนั้น } \text{pK} = -\log K \quad \text{.....(6)}$$

$$\text{ที่ } 25^\circ \text{C}, \text{pK}_w = -\log K_w = 14$$

- พบว่า
- ถ้า $\text{pK}_a < 0$ ($K_a > 1$ ไปจนถึง $K_a \gg 1$) $\rightarrow$ “strong acid” เช่น HCl
 - ถ้า $\text{pK}_a > 0$ ($K_a < 1$) $\rightarrow$ “weak acid” เช่น HF

- ปฏิกริยากรด-เบสจะเกิดในทิศทางที่ให้คู่เบสและคู่กรดที่อ่อนกว่า

ถ้า acid $\rightarrow$ strong, conjugate base ของมัน $\rightarrow$ weak (ไม่ค่อยชอบรับ H^+)

เช่น HCl มี conjugate base คือ Cl^-

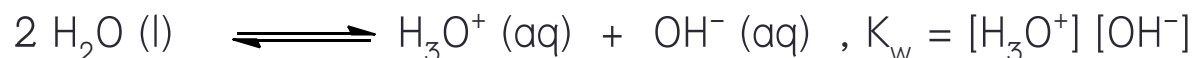
(strong)

(weak)

นิยามกรด-เบสของ Brønsted-Lowry

- Amphiprotic Substances

- H_2O ทำหน้าที่เป็นได้ทั้งกรดและเบส $\rightarrow$ amphiprotic substance
- จะเกิด H^+ transfer จาก H_2O โมเลกุลหนึ่งไปยังอีกโมเลกุลหนึ่งได้ $\rightarrow$ เรียกปฏิกิริยานี้ว่า autoprotolysis (autoionization หรือ self ionization)



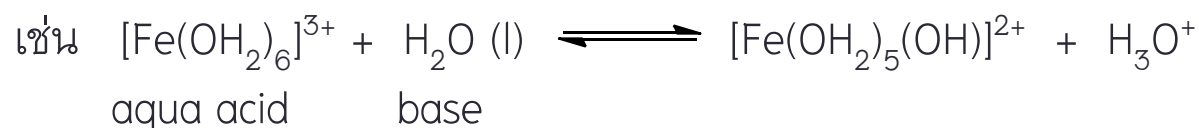
K_w = water autoprotolysis constant

ที่ 25°C , $K_w = 1.00 \times 10^{-14} \rightarrow$ แสดงว่า H_2O มีการแตกตัวเป็น ion ได้น้อยมาก

- Classes of inorganic acids

- (1) Aqua acid

H^+ (acidic proton) $\rightarrow$ มาจาก H_2O ที่ coordinate กับ central metal ion



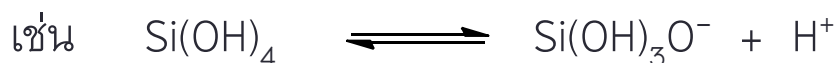
นิยามกรด-เบสของ Brønsted-Lowry

(2) Hydro-acid

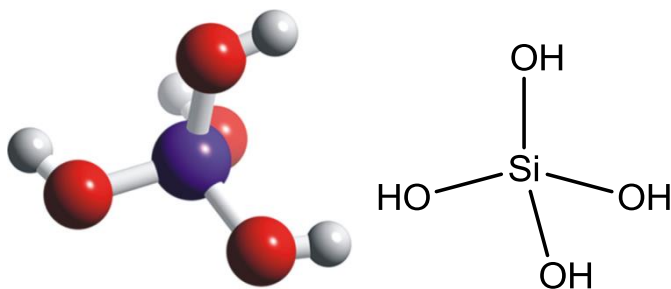
หมายถึงกรดที่โมเลกุลประกอบด้วยไฮโดรเจนและอโลหะ มีสูตรโมเลกุลทั่วไป H_nX_m เมื่อ X เป็นอโลหะ (ส่วนใหญ่เป็นอโลหะหมู่ 6A และ 7A) ตัวอย่าง เช่น HCl , H_2S

(3) Hydroxoacid

H^+ มาจากหมู่ OH ที่ไม่มีหมู่ $oxo (=O)$ เกาะอยู่ข้างเคียง



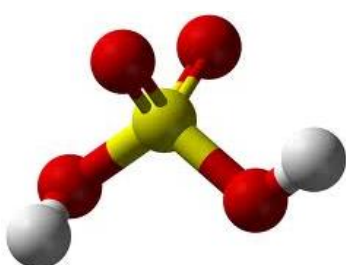
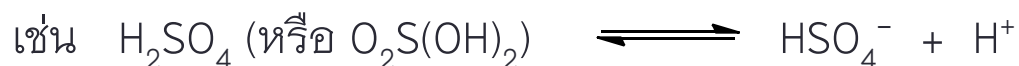
hydroxoacid



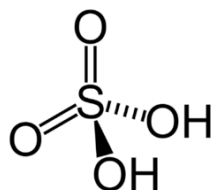
นิยามกรด-เบสของ Brønsted-Lowry

(4) Oxoacid

H⁺ มาจากหมู่ OH ที่มีหมู่ oxo (=O) เกาะอยู่ข้างเคียง และใช้อะตอมกลางร่วมกัน



oxoacid



- สูตรโมเลกุลทั่วไปของกรดออกไซด์ คือ $(\text{HO})_n\text{XO}_m$ เมื่อ X = ฮาโลเจน, $n \geq 1$ และ $m > 0$
- กรดที่มีค่า m มาก ยิ่งเป็นกรดที่แรง เนื่องจาก O มีค่า EN สูง จะดึง e^- ในพันธะ $\text{X}=\text{O} \rightarrow$ ความหนาแน่น e^- ในพันธะ $\text{O}-\text{H}$ น้อยลง $\rightarrow$ พันธะ $\text{O}-\text{H}$ อ่อนลง $\rightarrow \text{H}^+$ หลุดง่ายขึ้น $\rightarrow$ ความเป็นกรดแรงขึ้น

นิยามกรด-เบสของ Brønsted-Lowry

- ตัวอย่าง oxoacid และความแรงของกรดเมื่อมี O เพิ่มขึ้น

กรด	HOCl	HOClO	HOClO ₂	HOClO ₃
pK _a	7.2	2	-1	-10

(เมื่อ $pK_a = -\log K_a$)

- Pauling → เสนอกฎการทำนายความแรงของ oxoacid ดังนี้

1. ค่า pK_{a1} ของ $(HO)_nXO_m \approx 8 - 5m$

2. เมื่อ $n > 1$ จะได้ว่า $pK_{a2} \approx pK_{a1} + 5$

และ $pK_{a3} \approx pK_{a2} + 5$

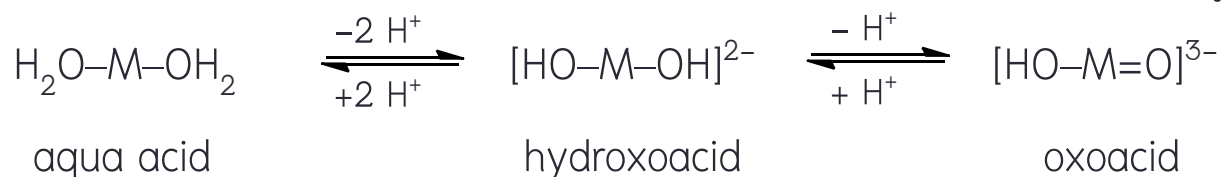
ตัวอย่างเช่น $H_2SO_4 \rightarrow$ oxoacid มีสูตรเป็น $(HO)_2SO_2 \rightarrow$ ค่า $n = 2, m = 2$

ประมาณค่า $pK_{a1} \approx 8 - (5 \times 2) \approx -2$

$pK_{a2} \approx -2 + 5 \approx 3$

นิยามกรด-เบสของ Brønsted-Lowry

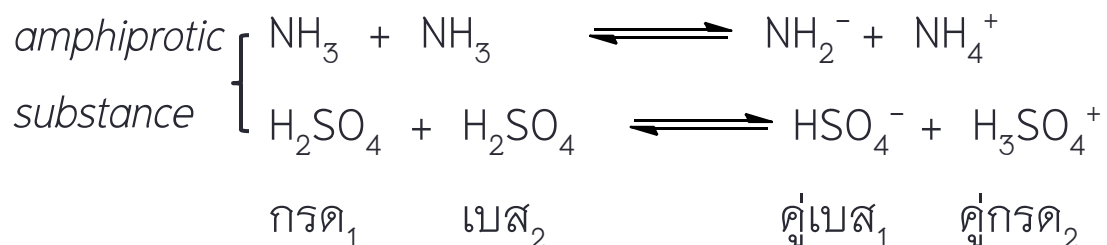
- ความสัมพันธ์ระหว่าง aqua acid, hydroxoacid และ oxoacid เกิดจากปฏิกิริยา deprotonation



• ประโยชน์ของกรด-เบสตามนิยามของเบรินสเตด-ลาวรี

- ใช้ได้กับตัวทำละลายอื่นๆ ที่ไม่ใช่ น้ำ และมีโปรตอน เช่น

NH_3 หรือ $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ สามารถเกิด autoprotolysis



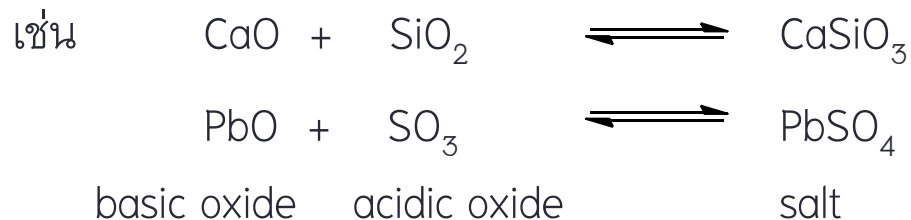
ข้อจำกัดของนิยามนี้ นิยามนี้ใช้ไม่ได้กับตัวทำละลายที่ไม่มีโปรตอน ***

นิยามกรด-เบสของ Lux-Flood

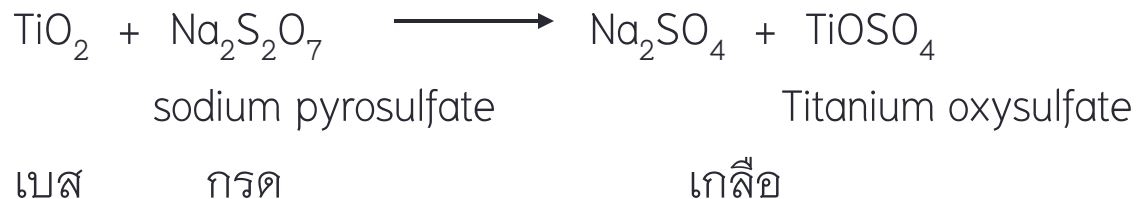
1.3) ลักซ์-ฟlood (H. Lux (1939), H. Flood (1947))

กรด คือ สารที่รับไอออนออกไซด์ (O^{2-})

เบส คือ สารที่ให้ไอออนออกไซด์



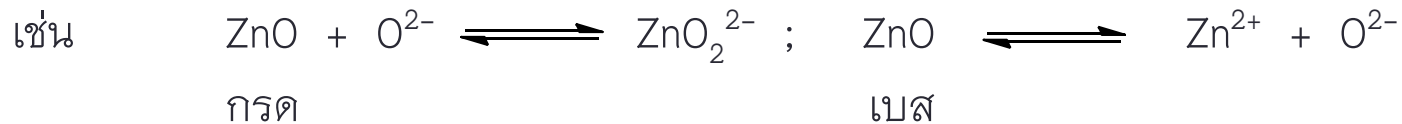
- กรดไม่จำเป็นต้องเป็นสารประกอบออกไซด์ เช่น



(ปฏิกิริยานี้เกิดที่อุณหภูมิ 1,110 K)

นิยามกรด-เบสของ Lux-Flood

- สารที่มีแนวโน้มทั้งให้และรับไอออนออกไซด์ $\rightarrow$ เป็นได้ทั้งกรดและเบส $\rightarrow$ เรียกว่า “amphoteric substance”



1.4) บทนิยามระบบตัวทำละลาย (Solvent system definition, Cady & Elsey, 1928)

กรด คือ ตัวถูกละลายที่แตกตัวโดยตรงหรือทำปฏิกิริยากับตัวทำละลายแล้วเพิ่มปริมาณของไอออนบวกของตัวทำละลาย

เบส คือ ตัวถูกละลายที่แตกตัวโดยตรงหรือทำปฏิกิริยากับตัวทำละลายแล้วเพิ่มปริมาณของไอออนลบของตัวทำละลาย

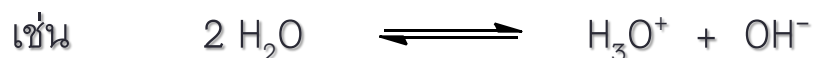
นิยามระบบตัวทำละลาย

เช่น ตัวทำละลาย AB แตกตัวได้เอง เกิดเป็น A^+ และ B^-

ไอออนหรือโมเลกุลที่ทำให้ $[A^+]$ เพิ่มขึ้น $\rightarrow$ กรด

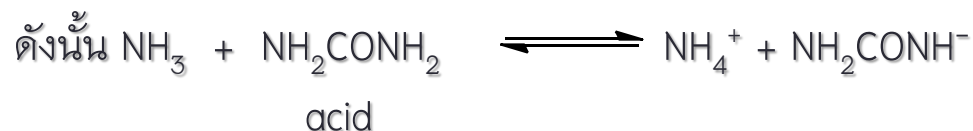
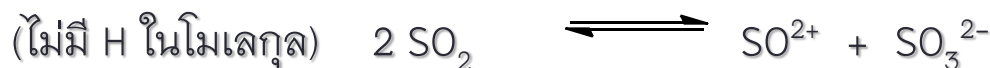
ไอออนหรือโมเลกุลที่ทำให้ $[B^-]$ เพิ่มขึ้น $\rightarrow$ เบส

- นิยามนี้ใช้ได้กับตัวทำละลายที่มีหรือไม่มีอะตอม H ก็ได้



(ตัวถูกละลายใดที่ละลายแล้วทำให้ $[H_3O^+]$ เพิ่มขึ้น $\rightarrow$ จัดเป็น กรด

ตัวถูกละลายใดที่ละลายแล้วทำให้ $[OH^-]$ เพิ่มขึ้น $\rightarrow$ จัดเป็น เบส)



(ยูเรียละลายในแอมโมเนียแล้วทำหน้าที่เป็นกรด $\rightarrow$ เพิ่มปริมาณ NH_4^+ ของตัวทำละลาย)

นิยามกรด-เบสของ Lewis

1.5) ลิวอิส (Lewis, 1923)

กรด คือ สารที่รับคู่อิเล็กตรอน (electron pair acceptor)

เบส คือ สารที่ให้คู่อิเล็กตรอน (electron pair donor)

ปฏิกิริยาสะเทิน → เกี่ยวข้องกับการเกิดพันธะ coordinate covalent ระหว่างอะตอมที่ให้คู่อิเล็กตรอน e^- และอะตอมที่รับคู่อิเล็กตรอน e^-



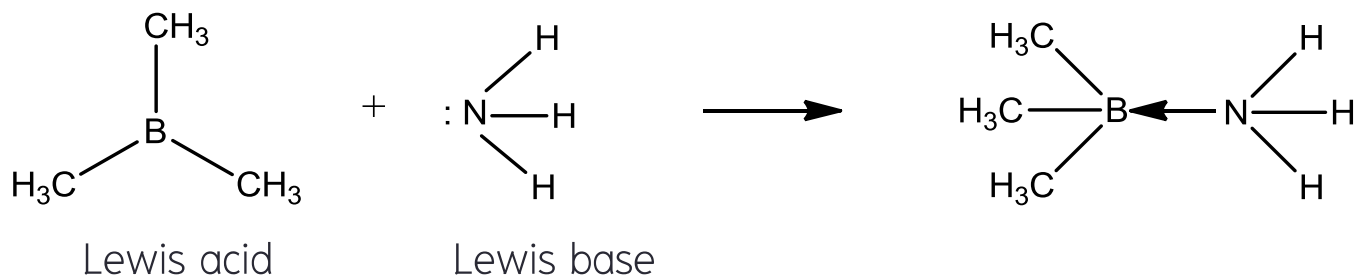
Lewis acids ได้แก่

(1) metal cation → ไอออนบวกทั้งหมดเป็น Lewis acid สามารถเกิดพันธะโดยรับคู่อิเล็กตรอน e^- จาก base เกิดเป็น coordination compounds เช่น

นิยามกรด-เบสของ Lewis

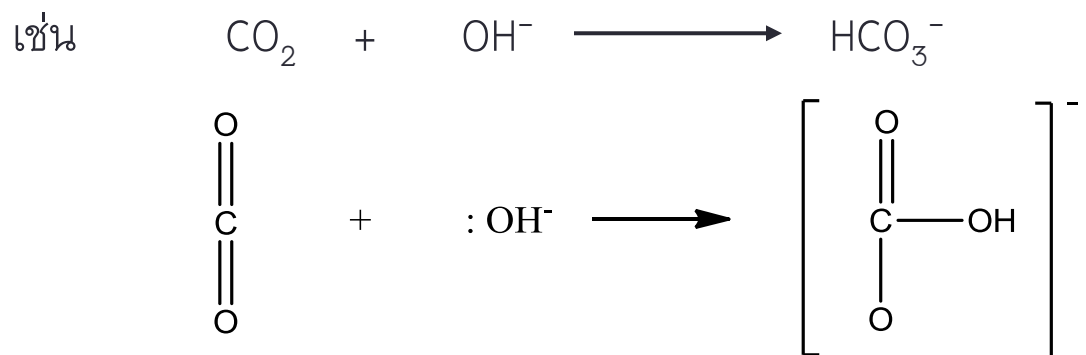


(2) โมเลกุลที่มี e^- ไม่ครบ 8 เช่น alkyl หรือ halides ของ Be, B, Al $\rightarrow$ สามารถทำให้ครบ 8 ได้โดยรับคู่ e^-

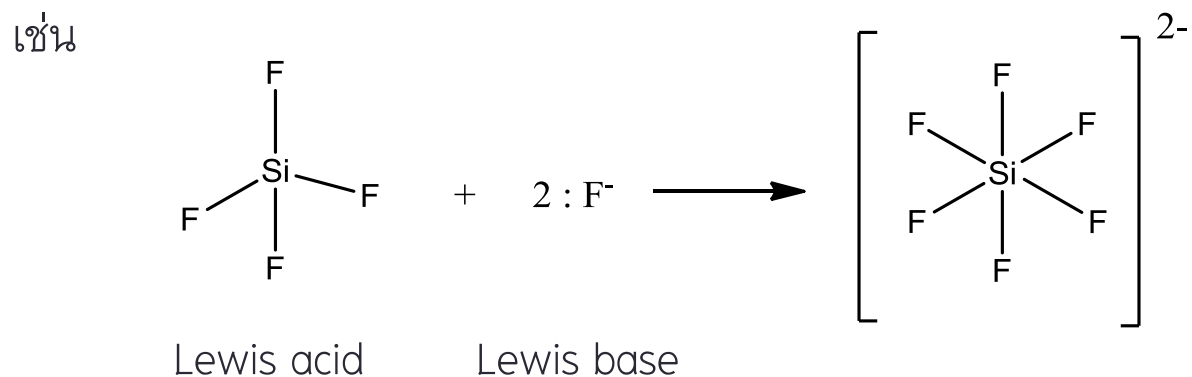


(3) โมเลกุลหรือไอออนที่มี e^- ครบ 8 สามารถจัดเรียง valence ใหม่และรับคู่ e^- ได้

นิยามกรด-เบสของ Lewis



(4) โมเลกุลหรือไอออนที่สามารถรับคู่ e^- เนื่องจากอะตอมกลางมี d-orbital ที่ว่าง

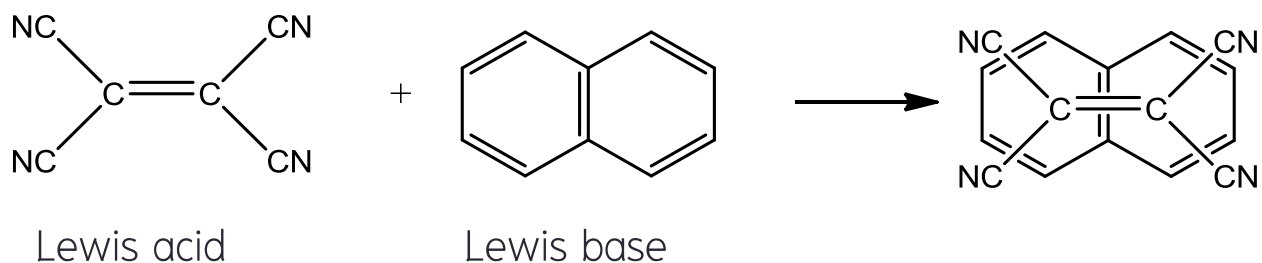


นิยามกรด-เบสของ Lewis

ตัวอย่างของ Lewis acid ประเภทนี้ ได้แก่ สารประกอบเฮไลด์ของธาตุหนัก หมู่ p-block เช่น SiX_4 , AsX_3 และ PX_5 ($\text{X} = \text{halogen}$)

(5) โมเลกุลที่สามารถใช้ antibonding molecular orbital ที่ว่างรับคู่ e^- ได้

เช่น tetracyanoethene (TCNE)



(ใช้ π^* antibonding orbital รับคู่ e^-)

นิยามกรด-เบสของ Lewis

- ความแรงของ Lewis acid ที่เป็นไอออนบวก (ดูข้อ (1)) จะเพิ่มขึ้น เมื่อ
 - ประจุบวกเพิ่มขึ้น
 - รัศมีไอออนลดลง

ดังนั้น ในคาบเดียวกัน ขนาด ใหญ่ $\longrightarrow$ เล็ก

ความแรงของกรด น้อย $\longrightarrow$ มาก

ในหมู่เดียวกัน ขนาด เล็ก, ความแรงของกรด มาก

↓
ใหญ่

↓
น้อย

Lewis bases ได้แก่

- (1) ไอออนลบทั้งหมด (ความหนาแน่นประจุลบไอออนลบยิ่งมาก ยิ่งเป็นเบสที่แรง)
- (2) โมเลกุลที่มีคู่อิเล็กตรอน e^- ที่ไม่ได้ใช้ร่วมกับอะตอมอื่น เช่น H_2O , alcohol, ether

นิยามกรด-เบสของ Lewis

(3) สารประกอบ alkene, alkyne ซึ่งเกิดพันธะ coordinate covalent กับไอออนโลหะทรานสิชัน

- ประโยชน์ของนิยามกรด-เบสของ Lewis

- ใช้ได้กับปฏิกิริยาที่ไม่มี H^+ เกี่ยวข้อง (กว้างขวางกว่า Brønsted-Lowry)
- สามารถอธิบายสมบัติเบสของโลหะออกไซด์ และสมบัติกรดของอโลหะออกไซด์
- สามารถอธิบายปฏิกิริยาในสถานะแก๊ส หรือที่อุณหภูมิสูงได้
- สามารถอธิบายกรด-เบสออกไซด์ในสถานะหลอมเหลว

- ข้อจำกัด

- ความแรงของ Lewis acid-base ขึ้นอยู่กับชนิดของปฏิกิริยา → ไม่สามารถจัดความแรงกรด-เบสเป็นลำดับที่แน่นอนได้

Hard and Soft acids & bases

2) Hard and soft acids and bases

2.1) Soft and hard bases

- Soft Lewis base = โมเลกุลหรือไอออนซึ่งมีขนาดใหญ่ ถูกทำให้เกิดขั้วได้ง่าย มีประจุลบต่ำ หรือมีอะตอมที่ให้คู่ e^- ที่มี EN ต่ำ (H, C, S) เช่น I^- , H^- , R^- , R_2S , RSH , RS^- , SCN^- , $S_2O_3^{2-}$, R_3P , R_3As , $(RO)_3P$, CN^- , RNC , CO , C_2H_4 , C_6H_6
- Hard Lewis base = โมเลกุลหรือไอออนซึ่งมีขนาดเล็ก เหนียวนាំให้เกิดขั้วได้ยาก มีประจุลบสูง หรือมีอะตอมที่ให้คู่ e^- ที่มี EN สูง (N, F, O) เช่น F^- , Cl^- , H_2O , OH^- , O^{2-} , CH_3COO^- , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , ClO_4^- , NO_3^- , ROH , RO^- , R_2O , NH_3 , RNH_2 , N_2H_4
- Borderline base = มีสมบัติอยู่กึ่งกลางระหว่าง hard และ soft base เช่น $C_6H_5NH_2$, C_5H_5N , Br^- , NO_2^- , SO_3^{2-} , N_2

Hard and Soft acids & bases

ข้อสังเกต ในหมู่เดียวกัน, ความแรงของ Lewis base ลดลง เมื่อขนาดอะตอมที่ให้คู่ e^- ใหญ่ขึ้น

ตัวอย่างเช่น halide ions $\rightarrow$ ความแรงของ $F^- > Cl^- > Br^- > I^-$

นั่นคือ F^- เป็น hard Lewis base มากที่สุด

I^- เป็น soft Lewis base มากที่สุด

2.2) *Soft and hard acids*

- Soft Lewis acid = โมเลกุลหรือไอออนซึ่งอะตอมที่รับคู่ e^- ถูกทำให้เกิดขั้วได้ง่าย ได้แก่ ไอออนที่มีขนาดใหญ่ มีประจุบวกต่ำหรือเป็นศูนย์ เช่น Cu^+ , Ag^+ , Au^+ , Tl^+ , Hg^+ , Pd^{2+} , Cd^{2+} , Pt^{2+} , Hg^{2+} , Tl^{2+} , BH_3 , $GaCl_3$, $InCl_3$, I^+ , Br^+ , I_2 , Br_2
- Hard Lewis acid = โมเลกุลหรือไอออนซึ่งอะตอมที่รับคู่ e^- ถูกทำให้มีขั้วได้ยาก ไอออนพวกนี้มีขนาดเล็ก มีประจุบวกสูง และมีโครงสร้าง e^- แบบ inert gas เช่น H^+ , Li^+ , Na^+ , K^+ , Be^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Mn^{2+} , Al^{3+} , Ga^{3+} , In^{2+} , La^{3+} , Lu^{3+} , Cr^{3+} , Co^{3+} , Fe^{3+} , As^{3+} , Si^{4+} , Ti^{4+} , Zr^{4+} , VO^{2+} , BF_3 , SO_3 , Cr^{6+} , CO_2 , I^{5+} , I^{7+}

Hard and Soft acids & bases

- **Borderline acid** = มีสมบัติอยู่กึ่งกลางระหว่าง hard และ soft acid เช่น Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} , Sn^{2+} , Sb^{3+} , Rh^{3+} , SO_2 , NO^+ , GaH_3

2.3) หลักการ Hard and Soft acids & bases และความเสถียรของสารประกอบเชิงซ้อน



Lewis acid Lewis base adduct หรือ complex

- หลักการเสนอโดย Pearson (1963) มีประโยชน์ในการทำนายความเสถียรของ complex A:B

Complex A:B จะเสถียรมากที่สุด เมื่อ A และ B เป็น soft ทั้งคู่ หรือ hard ทั้งคู่ และไม่เสถียรที่สุด เมื่อ สารตัวหนึ่งเป็น hard ที่สุด และอีกตัวหนึ่งเป็น soft ที่สุด

Hard and Soft acids & bases

สรุป

กรดที่เป็น hard จะชอบรวมกับ base ที่เป็น hard
กรดที่เป็น soft จะชอบรวมกับเบสที่เป็น soft } ได้ผลิตภัณฑ์ที่เสถียรมากขึ้น

2.4) การประยุกต์ → ช่วยในการบอกเสถียรภาพของสารและทำนายทิศทางปฏิกิริยา

(1) AgI_2^- เสถียร แต่ AgF_2^- ไม่เสถียร

เนื่องจาก Ag^+ เป็น soft acid

F^- เป็น hard base

I^- เป็น soft base

soft acid + soft base → เสถียร

soft acid + hard base → ไม่เสถียร

ในทำนองเดียวกัน,

CoF_6^- เสถียร แต่ CoI_6^- ไม่เสถียร

เนื่องจาก Co^{3+} เป็น hard acid

F^- เป็น hard base

I^- เป็น soft base

hard acid + hard base → เสถียร

hard acid + soft base → ไม่เสถียร

Hard and Soft acids & bases

(2) HgS (soft acid + soft base) เสถียรกว่า Hg(OH)₂ (soft acid + hard base)

ดังนั้น ถ้าเปรียบเทียบสมบัติการละลาย

HgS จะไม่ละลายในสารละลายกรด ในขณะที่ Hg(OH)₂ ละลายได้

(3) การเกิดสินแร่โลหะบางชนิดในธรรมชาติ

– เช่น Mg^{2+} , Ca^{2+} , $\text{Al}^{3+} \rightarrow$ hard acids มักเกิดในรูปของ MgCO_3 , CaCO_3 , Al_2O_3
เนื่องจาก CO_3^{2-} และ $\text{O}^{2-} \rightarrow$ hard bases

แต่ ไม่พบในรูปของ MgS , CaS , Al_2S_3 เนื่องจาก S^{2-} เป็น soft base

– ส่วน Cu^+ , Ag^+ , $\text{Hg}^{2+} \rightarrow$ soft acid มักพบในธรรมชาติในรูปของ Cu_2S , Ag_2S , HgS

– Borderline acid เช่น Ni^{2+} , Cu^{2+} , $\text{Pb}^{2+} \rightarrow$ สามารถพบได้ทั้งในรูปของคาร์บอเนตและซัลไฟด์

– พันธะที่เกิดระหว่าง hard acid + hard base $\rightarrow$ ionic bond เช่น Mg(OH)_2

พันธะที่เกิดระหว่าง soft acid + soft base $\rightarrow$ covalent bond เช่น HgI_2

เนื้อหาบรรยาย รายวิชา คม 331 เคมีอนินทรีย์ 1

อาจารย์เพชรลดา กันทาดี

Hard and Soft acids & bases

(4) ความเป็นพิษของไอออนโลหะบางชนิด

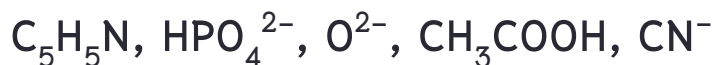
- เช่น Cd, Hg, In, Tl, Pb, As, Se, Te → soft acid
 - เอนไซม์บางชนิด → Zn^{2+} -SH (หมู่ thiol ของกรดอะมิโน เช่น cysteine)
 - soft acid จะไปเกิดพันธะกับ S ในหมู่ thiol (soft base) ได้ดีกว่า Zn^{2+} → enzyme นั้นทำงานผิดปกติ
-

แบบฝึกหัดท้ายบท (เก็บ 2%)

1. จากปฏิกิริยาต่อไปนี้ จงหาว่าสารชนิดใดเป็นกรดและคู่เบสของมัน



2. จงหาคู่กรด (conjugate acid) ของเบสที่กำหนดให้ต่อไปนี้

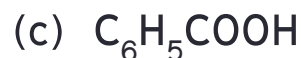
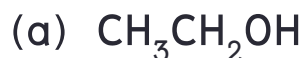


3. จงเปรียบเทียบความเป็นกรด พร้อมทั้งอธิบายเหตุผล



แบบฝึกหัดท้ายบท (เก็บ 2%)

4. จงเขียน balanced Brønsted acid–base equations แสดงการละลายของสารประกอบต่อไปนี้ใน HF (l)



5. จงใช้หลักการ hard and soft acids & bases อธิบายว่า ทำไมจึงมักพบสารประกอบของ Hg ในรูป HgS ในขณะที่ สารประกอบของ Zn พบได้ทั้งในรูปของ ZnS, ZnSiO_4 , ZnO และ ZnCO_3