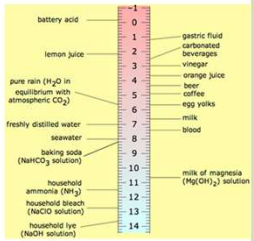
Acids-Bases

กรด-เบส

อ.ดร.นิรวรรณ ธรรมขันธุ์
คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยแม่โจ้

กรด-เบส ในชีวิตประจำวัน

สาร	พีเอช
กรดสารพิษจากเหมืองร้าง	-3.6 - -1.0
กรดจากแบตเตอรี่	-0.5
กรดในกระเพาะอาหาร	1.5 - 2.0
เลมอน	2.4
โค้ก	2.5
น้ำส้มสายชู	2.9
ส้ม หรือ แอปเปิล	3.5
เบียร์	4.5
ฝนกรด	< 5.0
กาแฟ	5.0
ชา	5.5
นม	6.5
น้ำบริสุทธิ์	7.0
น้ำลายมนุษย์	6.5 - 7.4
เลือด	7.34 - 7.45
น้ำทะเล	8.0
สบู่ล้างมือ	9.0 - 10.0
แอมโมเนีย (ยาสามัญประจำบ้าน)	11.5
น้ำยาปรับผ้านุ่ม	12.5
โซดาไฟ	13.5



นิยามกรด-เบส

1. นิยามของอาร์เรเนียส *(Svante Arrhenius, 1884)*

- กรด (Acid) คือ สารซึ่งเมื่อละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ H^+ (Hydrogen Ion)
- เบส (Base) คือ สารซึ่งเมื่อสารละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ OH^- (Hydroxyl Ion)

เช่น

$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$

$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$

$CH_3COOH \longrightarrow H^+ + CH_3COO^-$

$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

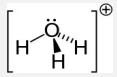
$NH_4OH \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$

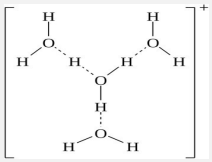
- ความแรงของกรด-เบสขึ้นกับความสามารถในการแตกตัวให้ H^+ และ OH^-

นิยามกรด-เบส

ข้อจำกัดของนิยาม

– จริง ๆ แล้ว H^+ ในสมการการแตกตัว จะอยู่ในรูปของ H_3O^+ หรือ $H_9O_4^+$





– H^+ เกิดได้ในตัวทำละลายอื่นที่ไม่ใช้น้ำได้ เช่น NH_3, ROH

– สารประกอบที่ไม่มีอะตอม H หรือหมู่ OH สามารถให้ H^+ หรือ OH^- ในน้ำได้

นิยามกรด-เบส

2. นิยามของบรอนสเตด-เลารี (*J.N. Brønsted and T.M. Lowry, 1923*)

- กรด คือ สารที่ให้โปรตอน
- เบส คือ สารที่รับโปรตอน
- ปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสจะเป็นการเคลื่อนย้ายโปรตอนจากกรดไปยังเบส

$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$

HCl จะให้ H^+ แก่น้ำ และน้ำจะรับ H^+ จาก HCl

ตามนิยามนี้ HCl เป็นกรด และน้ำเป็นเบส

Cl^- ซึ่งเป็นส่วนที่เหลือหลังจากกรดให้ H^+ ไปแล้ว อาจรับ H^+ จาก H_3O^+ และเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับได้ ในลักษณะนี้ Cl^- กลายเป็นเบส และ H_3O^+ กลายเป็นกรด

5

นิยามกรด-เบส

- Conjugate acids and bases

จะเห็นได้ว่าปฏิกิริยารวมจะเป็นสภาวะสมดุลของกรดและเบส 2 คู่ ดังนี้

$\underset{\text{กรด1}}{HCl} + \underset{\text{เบส2}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{กรด2}}{H_3O^+} + \underset{\text{เบส1}}{Cl^-}$

โดยมี HCl และ Cl^- เป็นคู่กรด-เบส คู่ที่1 เรียก Cl^- ว่าเป็น คู่เบสของกรด HCl (conjugatebase)และ H_3O^+ และ H_2O เป็นคู่กรด-เบส คู่ที่2 เรียก H_3O^+ เป็น คู่กรดของเบส H_2O (conjugateacid)

* คู่กรด-เบส คู่หนึ่ง ถ้ากรดเป็นกรดแก่ คู่เบสจะเป็นเบสอ่อน

* กรดหรือเบสอาจเป็นโมเลกุลหรือไอออนก็ได้

6

นิยามกรด-เบส

– ตัวอย่างปฏิกิริยา เช่น

$\underset{\text{กรด}}{HF\ (aq)} + \underset{\text{เบส}}{H_2O\ (l)} \longrightarrow H_3O^+\ (aq) + F^-\ (aq)$ .....(1)

เมื่อ HF ละลายน้ำ → HF จะให้ H^+ แก่ H_2O

$\underset{\text{เบส}}{NH_3\ (aq)} + \underset{\text{กรด}}{H_2O\ (l)} \longrightarrow NH_4^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$ .....(2)

เมื่อ NH_3 ละลายน้ำ → NH_3 จะรับ H^+ จาก H_2O

จากปฏิกิริยา (1) และ (2) → H_2O ทำหน้าที่เป็นได้ทั้งกรดและเบส เรียกว่า ***amphiprotic substance***

7

นิยามกรด-เบส

- ความแรงของ Brønsted acids and bases

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

$HF\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + F^-\ (aq)$

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[F^-]}{[HF]}$$

ถ้า $K_a << 1$ proton transfer **เกิดไม่ดี** → weak acid

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

- **ในทำนองเดียวกัน กรณีของเบส เช่น** NH_3

$NH_3\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons NH_4^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]}$$

ถ้า $K_b << 1$ **รับ** proton **ได้ไม่ดี** → weak base

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

8

นิยามกรด-เบส

จาก pH = - log $[H_3O]^+$ ดังนั้น pK = - log K

ที่ 25 °C, pK_w = - log K_w = 14

พบว่า - ถ้า pK_a < 0 (K_a > 1 ไปจนถึง K_a >> 1) → "strong acid" เช่น HCl

- ถ้า pK_a > 0 (K_a < 1) → "weak acid" เช่น HF

- ปฏิกิริยากรด-เบสจะเกิดในทิศทางที่ให้คู่เบสและคู่กรดที่อ่อนกว่า

ถ้า acid --> strong , conjugate base ของมัน → weak (ไม่ค่อยชอบรับ H^+)

เช่น HCl มี conjugate base คือ Cl^-

(strong) *(weak)*

9

นิยามกรด-เบส

• Amphiprotic Substances

- H_2O ทำหน้าที่เป็นได้ทั้งกรดและเบส → amphiprotic substance
- จะเกิด H^+ transfer จาก H_2O โมเลกุลหนึ่งไปยังอีกโมเลกุลหนึ่งได้

เรียกปฏิกิริยานี้ ว่า

autoprotolysis (autoionization หรือ self ionization)

$$2\,H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_3O^+\,(aq) + OH^-\,(aq) \qquad , K_w = [H_3O^+]\,[OH^-]$$

K_w = water autoprotolysis constant

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

10

นิยามกรด-เบส

• Classes of inorganic acids

(1) Aqua acid

H^+ (acidic proton) มาจาก H_2O ที่ coordinate กับ โลหะไอออนอะตอมกลาง

เช่น $[Fe(OH_2)_6]^{3+}$ + H_2O (l) $\rightleftharpoons$ $[Fe(OH_2)_5(OH)]^{2+}$ + H_3O^+

aqua acid base

(2) Hydro-acid

กรดที่โมเลกุลประกอบด้วยไฮโดรเจนและอโลหะ 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

เช่น $Si(OH)_4$ $\rightleftharpoons$ $Si(OH)_3O^-$ + H^+

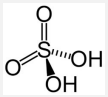
hydroxoacid

11

นิยามกรด-เบส

(4) Oxoacid

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



เช่น H_2SO_4 $\rightleftharpoons$ HSO_4^- + H^+

oxoacid

- สูตรโมเลกุลทั่วไปของกรดออกโซ คือ $(HO)_nXO_m$ เมื่อ X = อโลหะ, n ≥ 1 และ m > 0
- กรดที่มีค่า m มาก ยิ่งเป็นกรดที่แรง เนื่องจาก O มีค่า EN สูง จะดึง e^- ในพันธะ X=O

ทำให้ความหนาแน่น e^- ในพันธะ O-H น้อยลง ---> พันธะ O-H อ่อนลง ---> H^+ หลุดง่ายขึ้น

ความเป็นกรดจึงแรงขึ้น

12

นิยามกรด-เบส

- 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 (oxoacid) มีสูตรเป็น $(HO)_2SO_2$ จะมีค่า n = 2, m = 2

ประมาณค่า $pK_{a1} \approx 8 - (5x2) \approx -2$

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

13

นิยามกรด-เบส

- ความสัมพันธ์ระหว่าง aqua acid, hydroxoacid และ oxoacid เกิดจากปฏิกิริยา ***deprotonation***

$H_2O–M–OH_2$ $\underset{+2\,H^+}{\overset{-2\,H^+}{\rightleftharpoons}}$ $[HO–M–OH]^{2-}$ $\underset{+\,H^+}{\overset{-\,H^+}{\rightleftharpoons}}$ $[HO–M=O]^{3-}$

aqua acid — hydroxoacid — oxoacid

• ประโยชน์ของกรด-เบสตามนิยามของเบรินสเตด-ลาวรี

- ใช้ได้กับตัวทำละลายอื่น ๆ ที่ไม่ใช่น้ำและมีโปรตอน เช่น NH_3 หรือ H_2SO_4 สามารถเกิด autoprotolysis

amphiprotic substance

$NH_3 + NH_3 \rightleftharpoons NH_2^- + NH_4^+$

$H_2SO_4 + H_2SO_4 \rightleftharpoons HSO_4^- + H_3SO_4^+$

กรด$_1$ เบส$_2$ คู่เบส$_1$ คู่กรด$_2$

14

ข้อจำกัดของนิยามนี้: ใช้ไม่ได้กับตัวทำละลายที่ไม่มีโปรตอน

นิยามกรด-เบส

3. **ลักซ์-ฟลัด** (H. Lux (1939), H. Flood (1947))

กรด คือ สารที่รับไอออนออกไซด์ (O^{2-})

เบส คือ สารที่ให้ไอออนออกไซด์

เช่น $CaO + SiO_2 \rightleftharpoons CaSiO_3$

$PbO + SO_3 \rightleftharpoons PbSO_4$

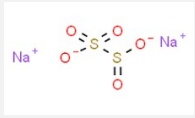
basic oxide — acidic oxide — salt

- กรดไม่จำเป็นต้องเป็นสารประกอบออกไซด์ เช่น

$TiO_2 + Na_2S_2O_7 \longrightarrow Na_2SO_4 + TiOSO_4$

sodium pyrosulfate — Titanium oxysulfate

เบส กรด เกลือ



(ปฏิกิริยานี้เกิดที่อุณหภูมิ 1,110 K)

15

นิยามกรด-เบส

- สารที่มีแนวโน้มในการให้และรับไอออนออกไซด์ สามารถเป็นได้ทั้งกรดและเบส เรียกว่า "amphoteric substance"

ตัวอย่างเช่น

$ZnO + O^{2-} \rightleftharpoons ZnO_2^{2-}$; $ZnO \rightleftharpoons Zn^{2+} + O^{2-}$

กรด เบส

$Al_2O_3 + O^{2-} \rightleftharpoons 2AlO^{2-}$; $Al_2O_3 \rightleftharpoons 2\,Al^{3+} + 3O^{2-}$

กรด เบส

16

นิยามกรด-เบส

4. **นิยามของลิวอิส** *(Lewis, 1923)*

กรด คือ สารที่รับคู่อิเล็กตรอน (electron pair acceptor)

เบส คือ สารที่ให้คู่อิเล็กตรอน (electron pair donor)

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเกี่ยวข้องกับการเกิดพันธะ coordinate covalent ระหว่างอะตอมที่ให้คู่ e^- กับอะตอมที่รับคู่ e^-

$$A + :B \longrightarrow A\text{-}B \quad \text{หรือ} \quad A \leftarrow B$$

Lewis acid Lewis base complex or adduct

Lewis acids ได้แก่

(1) metal cation ไอออนบวกทั้งหมดเป็น Lewis acid

สามารถเกิดพันธะโดยรับคู่ e^- จาก base เกิดเป็น coordination compounds

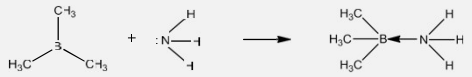
เช่น $Fe^{2+} + H_2O: \longrightarrow [Fe(OH_2)_6]^{2+}$

Lewis acid Lewis base

17

นิยามกรด-เบส

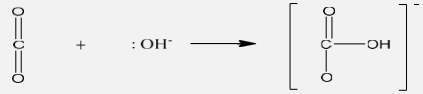
(2) โมเลกุลที่มี e^- ไม่ครบ 8 เช่น alkyl หรือ halides ของ Be, B, Al สามารถทำให้ครบ 8 ได้โดยรับคู่ e^-



Lewis acid Lewis base

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

$$CO_2 + OH^- \longrightarrow HCO_3^-$$

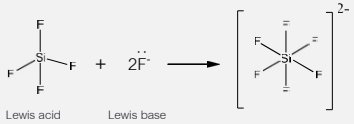


18

นิยามกรด-เบส

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

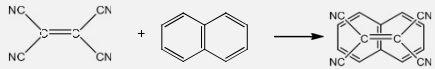
เช่น สารประกอบเฮไลด์ของธาตุหนัก หมู่ p-block เช่น SiX_4, AsX_3 และ PX_5 (X = halogen)



Lewis acid Lewis base

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

เช่น tetracyanoethene (TCNE)



ใช้ π^* antibonding orbital รับคู่ e^-

19

นิยามกรด-เบส

- ความแรงของ Lewis acid ที่เป็นไอออนบวกจะเพิ่มขึ้น เมื่อ
  - ประจุบวกเพิ่มขึ้น
  - รัศมีไอออนลดลง

ในคาบเดียวกัน ขนาด ใหญ่ → เล็ก ความแรงของกรด น้อย → มาก

ในหมู่เดียวกัน ขนาด เล็ก → ใหญ่ ความแรงของกรด มาก → น้อย

Lewis bases ได้แก่

(1) ไอออนลบทั้งหมด (ความหนาแน่นประจุบนไอออนลบยิ่งมาก ยิ่งเป็นเบสที่แรง)

(2) โมเลกุลที่มีคู่ e^- ที่ไม่ได้ใช้ร่วมกับอะตอมอื่น เช่น H_2O, alcohol, ether

(3) สารประกอบ alkene, alkyne ซึ่งเกิดพันธะ coordinate covalent กับไอออนโลหะทรานสิชัน

20

นิยามกรด-เบส

ประโยชน์ของนิยามกรด-เบสของ Lewis

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

• ข้อจำกัด

- ความแรงของ Lewis acid-base ขึ้นอยู่กับชนิดของปฏิกิริยา ไม่สามารถจัดความแรงของกรด-เบสเป็นลำดับที่แน่นอนได้

นิยามกรด-เบส

5. บทนิยามระบบตัวทำละลาย (Solvent system definition, Cady & Elsey, 1928)

กรด คือ ตัวถูกละลายที่แตกตัวโดยตรงหรือทำปฏิกิริยากับตัวทำละลายแล้วเพิ่มปริมาณของไอออนบวกของตัวทำละลาย

เบส คือ ตัวถูกละลายที่แตกตัวโดยตรงหรือทำปฏิกิริยากับตัวทำละลายแล้วเพิ่มปริมาณของไอออนลบของตัวทำละลาย

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

ไอออนหรือโมเลกุลที่ทำให้ $[A^+]$ เพิ่มขึ้น จะมีความเป็นกรด

ไอออนหรือโมเลกุลที่ทำให้ $[B^-]$ เพิ่มขึ้น จะมีความเป็นเบส

- **นิยามนี้ใช้ได้กับตัวทำละลายที่มีหรือไม่มีอะตอม H ก็ได้**

เช่น $2\,H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

ตัวถูกละลายใดที่ละลายแล้วทำให้ $[H_3O^+]$ เพิ่มขึ้น ถือว่าเป็น กรด

ตัวถูกละลายใดที่ละลายแล้วทำให้ $[OH^-]$ เพิ่มขึ้น ถือว่าเป็น เบส

ตัวอย่างของตัวทำละลายอื่น เช่น

มี H ในโมเลกุล $2NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + NH_2^-$

ไม่มี H ในโมเลกุล $2SO_2 \rightleftharpoons SO^{2+} + SO_3^{2-}$

ดังนั้น $NH_3 + NH_2CONH_2 \rightleftharpoons NH_4^+ + NH_2CONH^-$

acid

ยูเรียละลายในแอมโมเนียแล้วทำหน้าที่เป็นกรด → เพิ่มปริมาณ NH_4^+ ของตัวทำละลาย

Hard and soft acids and bases

Hard and soft acids and bases

1. Soft and hard bases

- Soft Lewis base = **โมเลกุลหรือไอออนซึ่งมีขนาดใหญ่ ถูกทำให้เกิดขั้วได้ง่าย มีประจุลบต่ำหรือมีอะตอมที่ให้คู่ 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 เหนี่ยวนำให้เกิดขั้วได้ยาก 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 and bases

ในหมู่เดียวกัน, ความแรงของ Lewis base ลดลง เมื่อขนาดอะตอมที่ให้คู่ e^- ใหญ่ขึ้น

เช่น halide ions

ความแรงของ $F^- > Cl^- > Br^- > I^-$

นั่นคือ F^- เป็น hard Lewis base มากที่สุด

I^- เป็น soft Lewis base มากที่สุด

25

Hard and soft acids and bases

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+}

- 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

26

Hard and soft acids and bases

3. หลักการ Hard and Soft acids & bases และความเสถียรของสารประกอบเชิงซ้อน

$$A + :B \longrightarrow A:B$$

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

กรดที่เป็น hard จะชอบจับกับ base ที่เป็น hard

กรดที่เป็น soft จะชอบจับกับเบสที่เป็น soft

} ได้ผลิตภัณฑ์ที่เสถียรมากขึ้น

27

Hard and soft acids and bases

4. การประยุกต์ บอกเสถียรภาพของสารและทำนายทิศทางปฏิกิริยา

(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

(2) CoF_6^{3-} เสถียร

แต่ CoI_6^{3-} 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

28

Hard and soft acids and bases

(2) HgS (soft acid + soft base) เสถียรกว่า $Hg(OH)_2$ (soft acid + hard base)

ดังนั้น ถ้าเปรียบเทียบสมบัติการละลาย

HgS จะไม่สะลายในสารละลายกรด ในขณะที่ $Hg(OH)_2$ ละลายได้

(3) การเกิดสินแร่โลหะบางชนิดในธรรมชาติ

- เช่น Mg^{2+}, Ca^{2+}, Al^{3+} ⟹ hard acids มักเกิดในรูปของ $MgCO_3$, $CaCO_3$, Al_2O_3

เนื่องจาก CO_3^{2-} และ O^{2-} ⟹ hard bases

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

- ส่วน Cu^+, Ag^+, Hg^{2+} ⟹ soft acid มักพบในธรรมชาติในรูปของ Cu_2S, Ag_2S, HgS
- Borderline acid เช่น Ni^{2+}, Cu^{2+}, Pb^{2+} ⟹ สามารถพบได้ทั้งในรูปของคาร์บอเนตและซัลไฟด์
- พันธะที่เกิดระหว่าง hard acid + hard base ⟹ ionic bond เช่น $Mg(OH)_2$

พันธะที่เกิดระหว่าง soft acid + soft base ⟹ covalent bond เช่น HgI_2

29

Hard and soft acids and bases

(4) ความเป็นพิษของไอออนโลหะบางชนิด

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

30