

กรด-เบส

โดย

ดร. พิเชษฐ อนุรักษ์อุดม

สมบัติทั่วไปของกรดและเบส

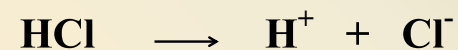
- **กรด (Acid)**
 - มีรสเปรี้ยว เช่น น้ำส้มสายชูมีรสเปรี้ยวจาก acetic acid ส่วนผลไม้ที่มีรสเปรี้ยวจะมี citric acid เป็นองค์ประกอบ
 - ทำปฏิกิริยากับโลหะบางชนิดให้แก๊สไฮโดรเจน
 - ทำปฏิกิริยากับคาร์บอเนต (CO_3^{2-}) และ ไบคาร์บอเนต (HCO_3^-) ให้แก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ (CO_2)
- **เบส (Base)**
 - มีรสขม
 - ให้ความรู้สึกลื่นมือ เช่น สบู่

1. นิยามของกรดและเบส

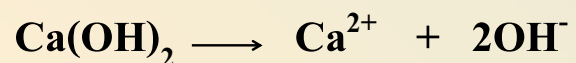
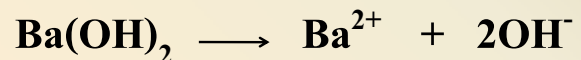
- 1.1 นิยามของอาร์เรเนียส
- 1.2 นิยามของบรอนสเตด-เลารี
- 1.3 นิยามของลิวอิส
- 1.4 นิยามระบบตัวทำละลาย

1.1 นิยามของอาร์เรเนียส

กรด คือ สารที่ละลายน้ำ แล้ว แตกตัวให้ H^+ เช่น



เบส คือ สารที่ ละลายน้ำ แล้วแตกตัวให้ OH^- เช่น



ความแรงของกรดและเบส

กรดแก่ คือ กรดที่แตกตัวให้ H^+ มาก

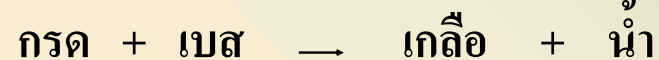
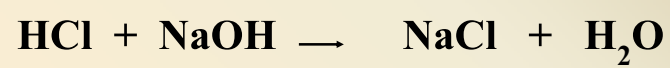
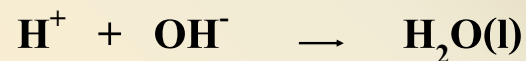
กรดอ่อน คือ กรดที่แตกตัวให้ H^+ น้อย

เบสแก่ คือ เบสที่แตกตัวให้ OH^- มาก

เบสอ่อน คือ เบสที่แตกตัวให้ OH^- น้อย

ปฏิกิริยาระหว่างกรดและเบส

จะเป็นปฏิกิริยาระหว่าง H^+ และ OH^- เกิดเป็น น้ำ



ข้อจำกัดของนิยามอาร์เรเนียส

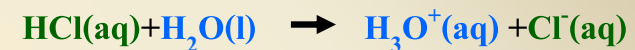
- ☹ สารที่จะเป็นกรดหรือเบสต้องละลายน้ำเท่านั้น
- 👉 สารที่ไม่มี H^+ หรือ OH^- ในโมเลกุลไม่จัดว่าเป็นกรดหรือเบส เช่น NH_4Cl NH_3 CH_3COONa
- ☹ H^+ จะอยู่ในรูป hydrate ion เสมอ เขียนแทนด้วย H_3O^+ เรียกว่า ไฮโดรเนียมไอออน หรือ ไฮดรอกโซเนียมไอออน

1.2 นิยามของบรอนสเตด-เลารี

กรด คือ สารที่ ให้ H^+

เบส คือ สารที่ รับ H^+

ปฏิกิริยาระหว่างกรดและเบส
เป็นการเคลื่อนย้ายโปรตอนจาก
กรดไปยังเบส



กรด₁ เบส₂ กรด₂ เบส₁

โดย

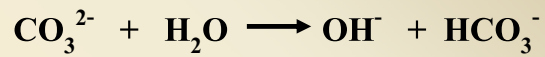
HCl และ Cl^- เป็น คู่กรด-เบส คู่ที่ 1 (conjugate acid-base)

H_3O^+ และ H_2O เป็น คู่กรด-เบส คู่ที่ 2 (conjugate acid-base)

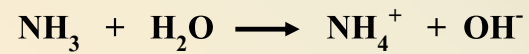
และ

Cl^- เป็นคู่เบส (conjugate base) ของกรด HCl

HCl เป็นคู่กรด (conjugate acid) ของ Cl^-



เบส₁ กรด₂ กรด₂ เบส₂



เบส₁ กรด₂ กรด₂ เบส₂

H₂O เป็นได้ทั้งกรดและเบส

สารที่เป็นฝ่ายให้และรับ H⁺ เรียกว่า
แอมฟิโพรติก (amphiprotic)

ความแรงของกรดและเบส

ขึ้นอยู่กับความสามารถในการให้และรับ H⁺

กรดแก่ คือ กรดที่ให้ H⁺ **มาก**

กรดอ่อน คือ กรดที่ให้ H⁺ **น้อย**

เบสแก่ คือ เบสที่รับ H⁺ **มาก**

เบสอ่อน คือ เบสที่รับ H⁺ **น้อย**

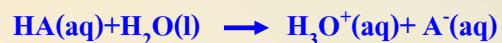
ข้อสังเกต

- สำหรับคู่กรด-เบสคู่หนึ่ง ถ้ากรดเป็นกรดแก่ คู่เบสจะเป็นเบสอ่อน เช่น HCl เป็น **กรดแก่** Cl⁻ เป็น **เบสอ่อน**
NH₃ เป็น **เบสอ่อน** NH₄⁺ เป็น **กรดแก่**
- กรดหรือเบสอาจเป็นโมเลกุลหรือไอออนก็ได้
- โมเลกุลของน้ำอาจเป็นฝ่ายให้หรือรับ H⁺ ก็ได้
นั่นคือ น้ำเป็นแอมฟิโพรติกหรือแอมโฟเทอริก

ค่าคงที่ของสมดุล

☆ สมดุลของกรด

ถ้ามี กรด HA ชนิดหนึ่ง ซึ่งมีการแตกตัวดังสมการ



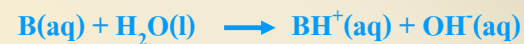
จะมีค่าสมดุลดังนี้

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

เมื่อ K_a เป็นค่าคงที่ของการแตกตัวของกรด

☆ สมดุลของเบส

ถ้ามีเบส B ชนิดหนึ่ง ซึ่งมีการแตกตัวดังสมการ

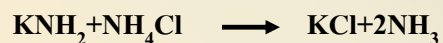


จะมีค่าสมดุลดังนี้

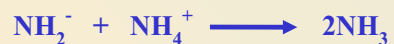
$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

เมื่อ K_b เป็นค่าคงที่ของการแตกตัวของเบส

ตัวอย่างที่ 1 จงแสดงว่าจากปฏิกิริยาต่อไปนี้ สารใดเป็นเบส และกรดตามทฤษฎีบรอนสเตด-เลารี



จากสมการข้างต้นสามารถเขียนใหม่ในรูปสมการไอออนิก :



เบส กรด

ตัวอย่างที่ 2 สารต่อไปนี้ สารใดเป็น กรดหรือเบสตามนิยามบรอนสเตด-เลารี

ก. HI ข. HNO₂ ค. NH₄⁺ ง. NH₂⁻ จ. HCO₃⁻

ก. HI เป็น กรด

ข. HNO₂ เป็น กรด

ค. NH₄⁺ เป็น กรด

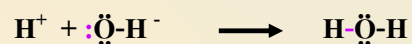
ง. NH₂⁻ เป็น เบส

จ. HCO₃⁻ เป็น กรดและเบส

1.3 นิยามของลิแกนด์

กรด คือ สารที่**รับคู่ e⁻** จากเบสได้ แล้วเกิดพันธะโคเวเลนต์

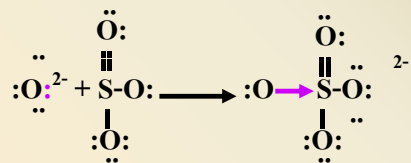
เบส คือ สารที่**ให้คู่ e⁻** ในการเกิดพันธะโคเวเลนต์



ส.ป.ก. ที่ธาตุมี $V. e^- < 8$ หรือมีออร์บิทัลว่าง เช่น BF_3 , AlCl_3 จัดเป็น **กรดลิแกนด์** และเรียกธาตุนั้นว่า **อิเล็กโตรไฟล์ (Electrophile)**

ส.ป.ก. หรือไอออนที่มีคู่ e^- โดดเดี่ยว จัดเป็น **เบสลิแกนด์** และเรียกอะตอมนั้นว่า **donor atom** หรือ **นิวคลีโอไฟล์ (Nucleophile)** เช่น **O** ใน OH^-
N ใน NH_3

ในปฏิกิริยาระหว่างโลหะออกไซด์ เช่น



ตัวอย่างที่ 3

สารต่อไปนี้สารใดเป็นกรดตามนิยามของลิแกนด์



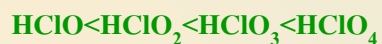
ตอบ CH_3^+ BCl_3 Fe^{2+}

กรดออกซี (H-O-Z)

ความแรง↑ $EN_Z \uparrow$

ถ้าเป็นกรดออกซีของโลหะตัวเดียวกัน :

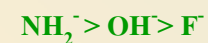
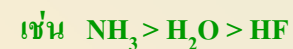
ความแรง↑ จำนวน O-atom↑ Oxidation number↑



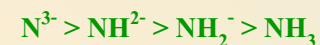
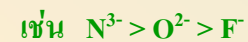
เบส

- คาบเดียวกัน

ความแรง↑ $EN \downarrow$



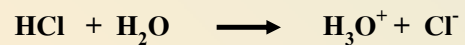
ความแรง↑ จำนวนประจุ↑



Leveling effect

เป็นปรากฏการณ์ที่ตัวทำละลายบดบังความแรงของกรดและเบสต่างๆ

กรดในน้ำ :



นั่นคือ เกิด leveling effect ของ น้ำ

น้ำ เป็น leveling solvent

ถ้าใช้ HOAc เป็นตัวทำละลาย พบว่า กรดเหล่านั้นจะ
แตกต่างกัน และได้ว่า



ดังนั้น HOAc เป็น differentiating solvent ของกรด
เหล่านั้น

เบส

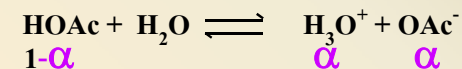
เบสแก่สามารถเกิด leveling effect ได้เหมือนกรด เช่น
 NH_2^- และ H^- เป็นเบสแก่เหมือนกันในน้ำ

ดังนั้น ถ้าต้องการบ่งบอกความแรงของเบส 2 ชนิด
นี้ ต้องใช้ NH_3 เป็นตัวทำละลาย

3. การแตกตัวของกรดอ่อนและ เบสอ่อน

3.1 การแตกตัวของกรดโมนोโปรติก

เมื่อ CH_3COOH หรือ HOAc ละลายน้ำ จะเกิด
dissociation หรือ ionization :



โดย

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

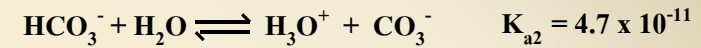
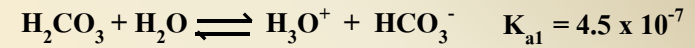
เมื่อ K_a = ค่าคงที่ของการแตกตัวเป็นไอออนกรด

ความสามารถในการแตกตัว :

$$\alpha = \frac{\text{โมลของกรดที่แตกตัว}}{\text{โมลของกรดทั้งหมด}}$$

เมื่อ α = เศษส่วนจำนวนโมลของกรดที่แตกตัว

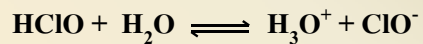
3.2 การแตกตัวของกรดโพลีโปรติก



โดยกรดโพลีโปรติก จะมี

$$K_a = K_{a1} \times K_{a2} \times K_{a3} \times \dots$$

ตัวอย่างที่ 4 จงคำนวณ $[\text{H}^+]$, $[\text{ClO}^-]$ และ $[\text{HClO}]$ ในสารละลายกรดไฮโปคลอรัสที่มีความเข้มข้น 0.10 M และคำนวณหาร้อยละการแตกตัวของกรดนี้ด้วย ($K_a=3.2 \times 10^{-8}$)



$$\text{จาก } K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}$$

$$3.2 \times 10^{-8} = \frac{(x)(x)}{0.10 - x} = \frac{x^2}{0.10}$$

$$\Rightarrow x = 5.7 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{ClO}^-] = 5.7 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{HClO}] = 0.10 \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{ร้อยละการแตกตัว} &= \frac{[\text{H}^+] \times 100}{[\text{HClO}]} \\ &= \frac{5.7 \times 10^{-5} \times 100}{0.10} \\ &= 5.7 \times 10^{-2} \end{aligned}$$

3.3 การแตกตัวของเบส

เบสจะเกิดการแตกตัวในน้ำเหมือนกับกรด



1-x x x

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

เมื่อ K_b = ค่าคงที่ของการแตกตัวของไอออนเบส

$$\alpha = \frac{\text{โมลของเบสที่แตกตัว}}{\text{โมลของเบสทั้งหมด}}$$

ร้อยละการแตกตัวของเบส

$$= \frac{\text{โมลของเบสที่แตกตัว}}{\text{โมลของเบสทั้งหมด}} \times 100$$

3.4 ค่าคงที่ผลคูณไอออนของน้ำ (K_w)

น้ำ \rightarrow แอมฟิโพรติก

เกิดปฏิกิริยา ดังนี้



กรด₁ เบส₂ กรด₂ เบส₁

เรียกปฏิกิริยานี้ว่า การแตกตัวได้เองของน้ำ

(autoprotolysis หรือ self-ionization)

โดย $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$ หรือ

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

ในน้ำบริสุทธิ์ ;

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = (10^{-14})^{1/2} = 10^{-7} \text{ M}$$

ในกรด ;

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M} ; [\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ M}$$

ในเบส ;

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M} ; [\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ M}$$

3.5 มาตรฐาน pH

ซอเรนเซน (Sorensen) เสนอว่า

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

หรือ

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

ข) ในน้ำบริสุทธิ์ มี $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ M}$

$$\therefore \text{pH ของน้ำ} = 7$$

ตัวอย่างที่ 5

ก) จงคำนวณ pH ของสารละลาย 0.10 M HCl ที่ 25°C

HCl เป็นกรดแก่ \rightarrow แตกตัว 100%

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.10 \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log (0.10) \\ &= 1 \end{aligned}$$

ค) สารละลาย NaOH 0.10 mol.dm⁻³ \rightarrow pH = ?

NaOH เป็นเบสแก่ \rightarrow แตกตัว 100%

$$\therefore [\text{OH}^-] = 0.10 \text{ mol.dm}^{-3}$$

$$\text{จาก } K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$\therefore [\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{0.10}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-13} \rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-13} = 13$$

สรุป

สารละลาย	pH
กรด	<7
กลาง	7
เบส	>7

นอกจากนี้ การบ่งบอกสถานะการเป็นกรด-เบส สามารถใช้ในรูปแบบ **pOH** ได้ โดย

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

ดังนั้น ในน้ำบริสุทธิ์ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

$$\rightarrow \text{pH} = \text{pOH} = 7$$

หรืออาจกล่าวได้ว่า

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

ในการทำงานเดียวกัน สำหรับค่าคงที่ของสมดุล สามารถเขียนได้ ดังนี้

$$\text{pK} = -\log K$$

ดังนั้น acetic acid ที่มี $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

$$\begin{aligned} \dots \rightarrow \text{pK}_a &= -\log 1.8 \times 10^{-5} \\ &= 4.74 \end{aligned}$$

นั่นคือ

$$\text{pK}_a \downarrow \quad \text{กรด} \uparrow$$

ตัวอย่างที่ 6 สารละลาย CO_2 อิ่มตัวมี $[\text{H}_3\text{O}^+]$ เท่ากับ $1.3 \times 10^{-4} \text{ M}$ จงคำนวณ pH ของสารละลายนี้

$$\begin{aligned} \text{จาก } \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log 1.3 \times 10^{-4} \\ &= 3.89 \end{aligned}$$

ตัวอย่างที่ 7 พลาสมาของโลหิต(blood plasma) ที่ 25°C มี pH เท่ากับ 7.4 จงคำนวณ $[\text{H}_3\text{O}^+]$ และ $[\text{OH}^-]$

$$\begin{aligned} \text{จาก } [\text{H}^+] &= 10^{-\text{pH}} \\ &= 10^{-7.4} \\ &= 3.9 \times 10^{-8} \text{ M} \end{aligned}$$

$$\therefore [\text{H}^+] = 3.9 \times 10^{-8} \text{ M}$$

$$\text{จาก } K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{3.9 \times 10^{-8}} = 2.6 \times 10^{-7} \text{ M}$$

วิธีวัด pH ของสารละลาย

1. วิธีเปรียบเทียบสี

เป็นการวัด pH โดยเติมอินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมลงไป
ในสารละลายหรือใช้กระดาษชูปอินดิเคเตอร์
(กระดาษ pH)

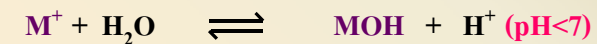
2. วัดความต่างศักย์

เป็นการวัด pH โดยใช้เครื่อง pH มิเตอร์ (pH meter)
ซึ่งวัดความต่างศักย์ระหว่างขั้วไฟฟ้าแก้วและ
ขั้วไฟฟ้ามาตรฐาน

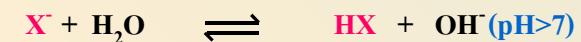
4. ไฮโดรลิซิส

คือ ปฏิกิริยาระหว่างเกลือกับน้ำ ซึ่งละลายน้ำจะแตกตัวให้
ไอออนบวกและไอออนลบ

เมื่อไอออนบวกเกิดปฏิกิริยา :



เมื่อไอออนลบเกิดปฏิกิริยา :

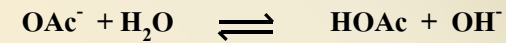


เกลือที่จะเกิดไฮโดรลิซิสได้ ต้องเป็นเกลือที่มีไอออนของกรดอ่อนหรือเบสอ่อนเท่านั้น

★ เกลือระหว่างกรดแก่กับเบสแก่
ไม่เกิดไฮโดรลิซิส

4.1 เกลือของกรดอ่อน-เบสแก่

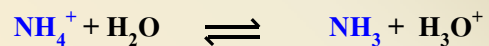
เมื่อ OAc^- ละลายน้ำจะเกิดไฮโดรลิซิส :



$$\star K_h = \frac{[\text{HOAc}][\text{OH}^-]}{[\text{OAc}^-]} = \frac{K_w}{K_a} \star$$

4.2 เกลือของกรดแก่-เบสอ่อน

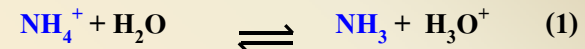
เมื่อ NH_4^+ ละลายน้ำจะเกิดไฮโดรลิซิส :



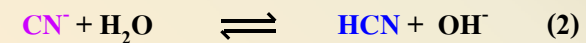
$$\star K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{K_w}{K_b} \star$$

4.3 เกลือของกรดอ่อน-เบสอ่อน

เมื่อ NH_4CN ละลายน้ำจะเกิดไฮโดรลิซิส :



$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.6 \times 10^{-10}$$

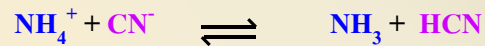


$$K_h = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4.9 \times 10^{-10}} = 2.0 \times 10^{-5}$$

จะเห็นได้ว่า ปฏิกิริยา (2) เกิดได้มากกว่า ปฏิกิริยา (1)

มี $\text{OH}^- > \text{H}_3\text{O}^+$ \rightarrow สารละลายเป็นเบส

เมื่อ ปฏิกิริยา (1) + (2) :



$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{HCN}]}{[\text{NH}_4^+][\text{CN}^-]} = \frac{K_w}{K_a \times K_b}$$

$$\text{pH} = \sqrt{\frac{K_w \times K_a}{K_b}}$$

ข้อสรุปเกี่ยวกับไฮโดรลิซิสของเกลือต่างๆ

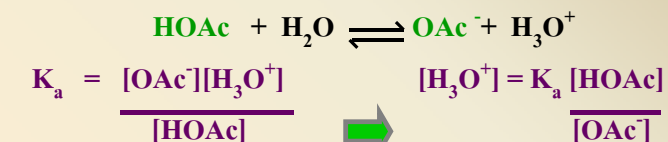
แบบของเกลือ	ไอออนที่เกิดไฮโดรลิซิส	pH
กรดแก่-เบสแก่	-	7
กรดอ่อน-เบสแก่	ไอออนลบ	>7
กรดแก่-เบสอ่อน	ไอออนบวก	<7
กรดอ่อน-เบสอ่อน	ไอออนบวกและลบ	7, <7, >7

5. สารละลายบัฟเฟอร์

คือ สารละลายที่เติมกรดแก่หรือเบสแก่จำนวนเล็กน้อยลงไป แล้วไม่ทำให้ pH ของสารละลายเปลี่ยนแปลงได้แก่

สารละลายผสมระหว่างกรดอ่อนและเกลือของกรดอ่อน
หรือ สารละลายผสมระหว่างเบสอ่อนและเกลือของเบสอ่อน

เมื่อพิจารณาสมดุลระหว่าง HOAc และ NaOAc ดังสมการ



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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{กรด}]}{[\text{เกลือ}]}$$

$$\text{หรือ } \text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{กรด}]}{[\text{เกลือ}]}$$

ถ้ากรดและเกลือมีความเข้มข้นเท่ากัน:

$$\text{pH} = \text{pK}_a$$

ตัวอย่างที่ 8 สารละลายที่มี HOAc 0.1 โมล และ NaOAc 0.1 โมล ใน

1 dm³ ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$) → บัฟเฟอร์กรด

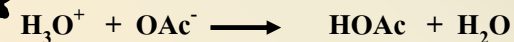
$$\text{pH} = \text{pK}_a = 4.74$$

ก. เมื่อเติมน้ำลงไป : pH = 4.74

ข. เมื่อเติม 1M HCl ลงไป 1 cm³

→ จะมี H₃O⁺ มาทำปฏิกิริยากับ OAc⁻ = 0.001 โมล

จาก HCl



$$\text{HOAc} = 0.1 + 0.001 = 0.101 \text{ mol}$$

$$\text{OAc}^- = 0.1 - 0.001 = 0.099 \text{ mol}$$

$$\text{จาก } \text{pH} = \text{pK}_a - \log \frac{[\text{กรด}]}{[\text{เกลือ}]}$$

$$= 4.74 - \log \frac{0.101}{0.099}$$

$$= 4.731$$

ถ้าเติมกรดจำนวนเท่านี้ลงในน้ำ :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 3$$

ค. เมื่อเติม 1M NaOH ลงไป 1 cm³

→ จะมี OH⁻ มาทำปฏิกิริยากับ HOAc = 0.001 โมล

จาก NaOH



$$\text{HOAc} = 0.1 - 0.001 = 0.099 \text{ mol}$$

$$\text{OAc}^- = 0.1 + 0.001 = 0.101 \text{ mol}$$

$$\text{จาก } \text{pH} = \text{pK}_a - \log \frac{[\text{กรด}]}{[\text{เกลือ}]}$$

$$= 4.74 - \log \frac{0.099}{0.101}$$

$$= 4.749$$

ถ้าเติมเบสจำนวนเท่านี้ลงในน้ำ :

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 3 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 3 = 11$$

สำหรับสารละลายที่เป็นของผสมระหว่างเบสอ่อนและเกลือของเบสอ่อน เช่น NH_3 และ NH_4Cl เป็นบัฟเฟอร์ที่เป็นเบส

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{เบส}]}{[\text{เกลือ}]}$$



$$\text{หรือ } \text{pOH} = \text{pK}_b - \log \frac{[\text{เบส}]}{[\text{เกลือ}]}$$



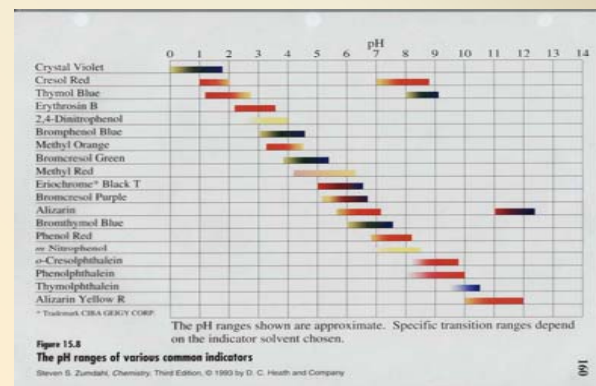
6. อินดิเคเตอร์สำหรับกรด-เบส

★ เป็นสารอินทรีย์ที่มีโครงสร้างซับซ้อนและเปลี่ยนสีได้
เมื่อ pH ของสารละลายเปลี่ยนแปลงไปเป็นค่าที่เหมาะสม

★ เป็นกรดอ่อนหรือเบสอ่อน

อินดิเคเตอร์จะเปลี่ยนสีที่ pH เท่าใดขึ้นอยู่กับค่าคงที่ของสมดุล
ของอินดิเคเตอร์

ช่วง pH ของสารละลายที่อินดิเคเตอร์ค่อยๆเปลี่ยนสีจากสี
หนึ่งไปเป็นอีกสีหนึ่ง เรียกว่า ช่วง pH ของอินดิเคเตอร์



7. การไทเทรตกรด-เบส

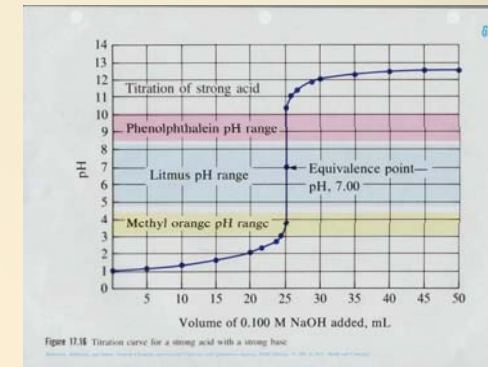
เป็นกระบวนการหาปริมาณกรดและเบสที่ทำปฏิกิริยาพอดี
แล้วนำไปคำนวณความเข้มข้นของกรดหรือเบส

จุดที่กรดและเบสทำปฏิกิริยาพอดีกัน เรียกว่า **จุดสมมูล**
ซึ่งจะมีค่าแตกต่างกันไปขึ้นอยู่กับชนิดของกรดและเบส

จุดที่อินดิเคเตอร์เปลี่ยนสี เรียกว่า **จุดยุติ**
ดังนั้นควรเลือกอินดิเคเตอร์ที่เปลี่ยนสีตรงช่วงจุดสมมูล
หรือใกล้เคียงมากที่สุด

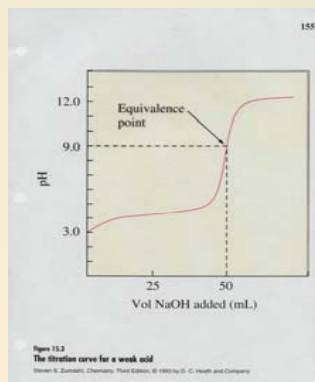
7.1 การไทเทรตกรดแก่กับเบสแก่

จุดสมมูลของสารละลายมี pH เท่ากับ 7



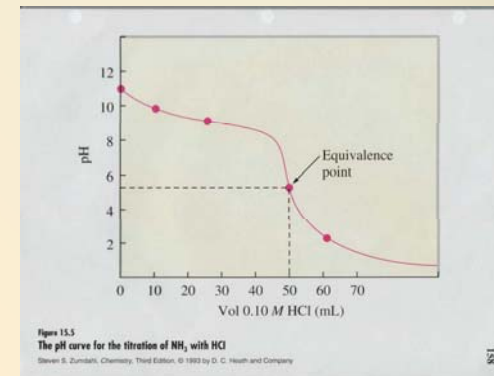
7.2 การไทเทรตกรดอ่อนกับเบสแก่

จุดสมมูลของสารละลายมี pH มากกว่า 7



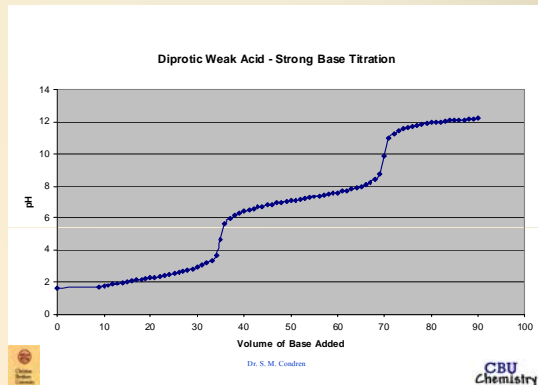
7.3 การไทเทรตกรดแก่กับเบสอ่อน

จุดสมมูลของสารละลายมี pH น้อยกว่า 7



7.4 การไทเทรตกรดโพลีโปรติกกับเบสแก่

จุดสมมูลของสารละลายจะขึ้นกับค่าคงที่ของการแตกตัวของกรด



แบบฝึกหัด

- จงคำนวณ pH ของสารละลายต่อไปนี้
 - สารละลาย 0.14 M HCOOH ($\text{pH} = 2.31$)
 - สารละลาย NH₄Cl เข้มข้น 0.25 M ($\text{pH} = 4.93$)
 - สารละลายแอมโมเนีย 0.25 dm³ ที่มี NH₃ ละลายอยู่ 0.86 mol ($\text{pH} = 11.89$)
 - สารละลายของ NaCN 0.40 dm³ ที่มี NaCN ละลายอยู่ 0.56 mol ($\text{pH} = 11.73$)
- จะต้องใช้โซเดียมอะซิเตตกี่โมลละลายน้ำ เพื่อให้สารละลายมีปริมาตร 0.25 dm³ และมี $\text{pH} = 8.9$ (0.028 mol)

- เมื่อเติม 1.00 M HCl 150 cm³ ลงในสารละลายที่มี Na₂CO₃ 30 g ในน้ำ 350 cm³ สารละลายนี้จะมี pH เท่าใด (10.2)
- เมื่อผสม 0.0550 M H₂SO₄ 25 cm³ กับ 0.12 M KOH 30 cm³
 - สารละลายที่ได้จะเป็นกรดหรือเบส (เบส)
 - สารละลายจะมี pH เท่าใด (12.19)
- จงคำนวณ [H⁺], [ClO⁻] และ [HClO] ในสารละลายกรดไฮโปคลอรัสที่มีความเข้มข้น 0.10 M และคำนวณหาร้อยละการแตกตัวของกรดนี้ด้วย
($[\text{H}^+] = [\text{ClO}^-] = 5.7 \times 10^{-5} \text{ M}$, $[\text{HClO}] = 0.10 \text{ M}$,
ร้อยละการแตกตัวของกรด = 5.7×10^{-2})

6. สารละลาย 0.13 M ของกรดอินทรีย์ชนิดหนึ่งมี $\text{pH} = 5.45$

จงคำนวณค่า K_a ของกรดนี้ (9.69×10^{-11})

7. ไอออนลบ (A^-) ของเกลือ KA ในสารละลาย 0.1 F เกิดไฮโดร

ลิซิส 8% จงคำนวณ K_a ของกรดนี้ (1.4×10^{-11})

8. อัตราส่วนของกรดฟอร์มิกและเกลือฟอร์มเมตควรถจะเป็น

เท่าใดจึงจะทำให้สารละลายบัฟเฟอร์ของกรด-เกลือคู่นี้มี

$\text{pH} = 2.89$ (7.3)

9. อินดิเคเตอร์ (HIn) มีค่าคงตัวสมดุลเท่ากับ 1×10^{-5} เมื่ออยู่ในรูปของ HIn จะมีสีเหลือง แต่ในรูปของ In^- จะมีสีเขียว ถ้าอินดิเคเตอร์นี้อยู่ในสารละลายที่มี pH เท่ากับ 7 สารละลายจะมีสีอะไร (เขียว)

10. จงคำนวณ pH ของสารละลายในการไทเทรต 0.100 M กรดเบนโซอิก 3 cm^3 กับ 0.100M NaOH 30 cm^3

ก. เมื่อหยดสารละลาย NaOH ลงไป 10 cm^3 (3.9)

ข. เมื่อหยดสารละลาย NaOH ลงไป 30 cm^3 (8.45)

ค. เมื่อหยดสารละลาย NaOH ลงไป 40 cm^3 (12.16)