

เอกสารประกอบการบรรยาย

วิชา คม 101 หลักเคมี 1

กรดและเบส (Acid and Base)

1. ลักษณะทั่วไปของกรดและเบส
2. นิยามของกรดและเบส
3. สมบัติความเป็นกรดและเบสของน้ำ
4. ความแรงของกรดและเบส
5. pH กับการวัดความเป็นกรด-เบส
6. การแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อน
7. ปฏิกิริยาของกรดและเบส
8. สารละลายบัฟเฟอร์
9. อินดิเคเตอร์สำหรับกรด-เบส
10. การไทเทรตกรด-เบส

สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยแม่โจ้

สารละลายอิเล็กโทรไลต์ (electrolyte)

“สารที่เมื่อละลายในน้ำจะนำไฟฟ้าได้ เนื่องจากแตกตัวเป็นไอออนได้”

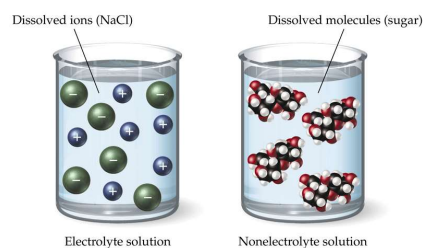
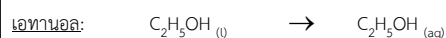
- ❖ สารละลายอิเล็กโทรไลต์แก่ $\Rightarrow$ แตกตัวเป็นไอออนได้อย่างสมบูรณ์ (100%)
- ❖ สารละลายอิเล็กโทรไลต์อ่อน $\Rightarrow$ แตกตัวเป็นไอออนได้น้อยในสารละลาย

	อิเล็กโทรไลต์แก่	อิเล็กโทรไลต์อ่อน
กรด	HCl HBr HI HClO ₃ HBrO ₃ HIO ₃ HClO ₄ HNO ₃ H ₂ SO ₄	HBO ₃ HCN HCNO HClO H ₂ S H ₂ SO ₃ H ₃ PO ₄ H ₃ AsO ₄ กรดอินทรีย์
เบส	LiOH NaOH KOH Ba(OH) ₂ Ca(OH) ₂	NH ₃ และเบสอินทรีย์
เกลือ	เกลือส่วนมาก	เกลือเฮไลต์ ไชยาไนต์และไทโอไชยาเนตของ Zn Cd Hg(II)

2

สารที่ไม่ใช่อิเล็กโทรไลต์ (non-electrolyte)

“สารที่ไม่สามารถนำไฟฟ้าได้เมื่อละลายน้ำ เนื่องจากไม่แตกตัวเป็นไอออน”



3

คุณสมบัติทั่วไปของสารละลายของกรดและเบส

กรด	เบส
กรดมีรสเปรี้ยว	เบสมีรสฝาด และลื่นเหมือนสบู่
เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากน้ำเงินเป็นแดง	เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากแดงเป็นน้ำเงิน
ทำปฏิกิริยากับโลหะ เช่น Mg, Zn ได้แก๊ส H ₂ $2HCl_{(aq)} + Mg_{(s)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$	ไม่ทำปฏิกิริยากับโลหะที่อุณหภูมิปกติ
ทำปฏิกิริยากับคาร์บอเนต (CO ₃ ²⁻) และไบคาร์บอเนต (HCO ₃ ⁻) จะได้แก๊ส CO ₂ $2HCl_{(aq)} + CaCO_{3(s)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$ $HCl_{(aq)} + NaHCO_{3(s)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$	ทำปฏิกิริยากับสารละลายแอมโมเนียมคลอไรด์ (NH ₄ Cl) จะได้แก๊สแอมโมเนีย (NH ₃) $NaOH(s) + NH_4Cl \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} + NH_{3(g)}$
สารละลายกรดในน้ำสามารถนำไฟฟ้าได้	สารละลายเบสในน้ำสามารถนำไฟฟ้าได้

4

นิยามของกรดและเบส

❖ นิยามของอาร์เรเนียส (Svante Arrhenius)

กรด → สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+)
เบส → สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-)

❖ นิยามของบรอนสเตด-ลาวรี

(Johannes Nicolaus Brønsted - Thomas Martin Lowry)

กรด → สารที่สามารถให้โปรตอน (H^+) กับสารอื่น ๆ ได้
เบส → สารที่สามารถรับโปรตอน (H^+) จากสารอื่นได้

❖ นิยามของลิวอิส (Gilbert N. Lewis)

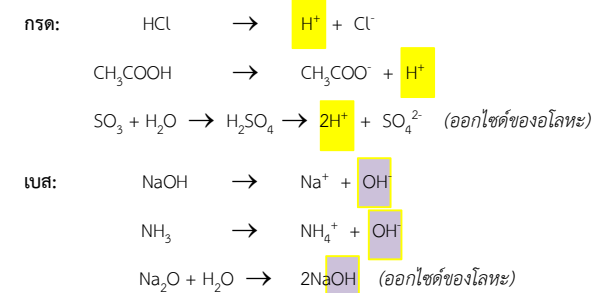
กรด → สารที่สามารถรับคู่อิเล็กตรอนจากสารอื่น
เบส → สารที่สามารถให้คู่อิเล็กตรอนแก่สารอื่น

5

นิยามของอาร์เรเนียส (Arrhenius)

กรด คือ สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ H^+ หรือ H_3O^+

เบส คือ สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ OH^-



ข้อจำกัด - สารที่เป็นกรดหรือเบสต้องละลายน้ำได้

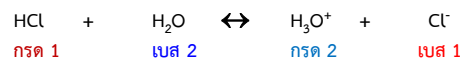
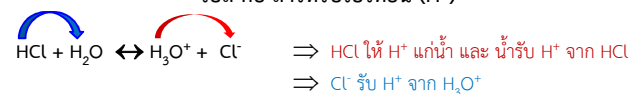
- สารที่จะเป็นกรดและเบสต้องมี H^+ และ OH^- อยู่ในโมเลกุล ตามลำดับ

6

นิยามของบรอนสเตด-ลาวรี (Brønsted - Lowry)

กรด คือ สารที่ให้โปรตอน (H^+)

เบส คือ สารที่รับโปรตอน (H^+)



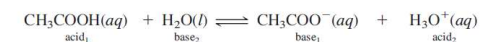
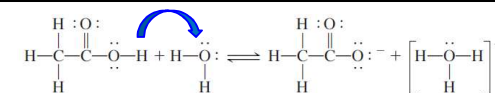
คู่กรด-เบส (1) HCl (คู่กรด) และ Cl^- (คู่เบส)

คู่กรด-เบส (2) H_3O^+ (คู่กรด) และ H_2O (คู่เบส)

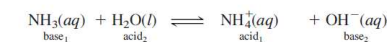
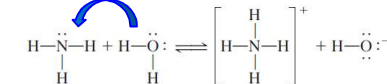
"คู่กรด-เบส"
(conjugate acid-base pair)

7

กรดอะซิติกละลายน้ำ



แอมโมเนียละลายน้ำ



ข้อสังเกต

- สำหรับคู่กรด-เบส คู่หนึ่ง ถ้ากรดเป็นกรดแก่ คู่เบสจะเป็นเบสอ่อน
- กรดหรือเบสจะเป็นโมเลกุลหรือไอออนก็ได้
- น้ำอาจให้ H^+ หรือรับ H^+ นั่นคือ น้ำเป็นได้ทั้งกรดและเบส

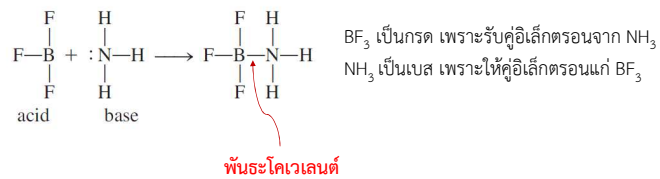
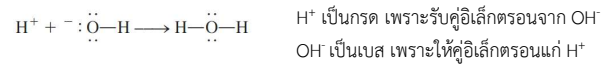
"แอมฟิโปรติก (amphiprotic) หรือ สารแอมโฟเทอริก (amphoteric)"

สารที่เป็นได้ทั้งกรดและเบส

8

นิยามของลิวอิส (Lewis)

กรด คือ สารที่รับคู่อิเล็กตรอนจากเบส แล้วเกิดพันธะโคเวเลนต์
เบส คือ สารที่ให้คู่อิเล็กตรอนจากกรด แล้วเกิดพันธะโคเวเลนต์



9

ตัวอย่าง 1 สารต่อไปนี้เป็นกรดหรือเบสตามนิยามของบรอนสเตด

HI	HBr	NH ₃	NH ₂ ⁻	HCO ₃ ⁻
กรด	กรด	เบส	เบส	กรด/เบส

ตัวอย่าง 2 สารต่อไปนี้เป็นกรดหรือเบสตามนิยามของลิวอิส

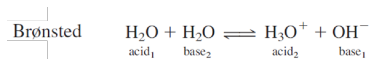
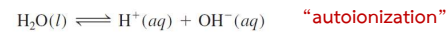


ตัวอย่าง 3 จงบอกคู่กรด-เบส จากปฏิกิริยาต่อไปนี้



10

สมบัติความเป็นกรดและเบสของน้ำ



ค่าคงที่ผลคูณของไอออนของน้ำ (K_w)

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

น้ำบริสุทธิ์ที่ 25°C ⇒ [H⁺] = [OH⁻] = 1.0 × 10⁻¹⁴

$$K_w = (1.0 \times 10^{-7})(1.0 \times 10^{-7}) = 1.0 \times 10^{-14}$$

เมื่อ	[H ⁺] = [OH ⁻]	⇒	สารละลายเป็นกลาง
	[H ⁺] > [OH ⁻]	⇒	สารละลายเป็นกรด
	[H ⁺] < [OH ⁻]	⇒	สารละลายเป็นเบส

11

ตัวอย่าง 4 สารละลายแอมโมเนียมีความเข้มข้นของ OH⁻ เท่ากับ 0.0025 M

- จงคำนวณ [H⁺] (4.0 × 10⁻¹² M)
- สารละลายนี้มีสมบัติเป็นกรด กลาง หรือเบส (เบส)

12

ความแรงของกรดและเบส

Relative Strengths of Conjugate Acid-Base Pairs

	Acid	Conjugate Base
Strong acids	HClO ₄ (perchloric acid)	ClO ₄ ⁻ (perchlorate ion)
	HI (hydroiodic acid)	I ⁻ (iodide ion)
	HBr (hydrobromic acid)	Br ⁻ (bromide ion)
	HCl (hydrochloric acid)	Cl ⁻ (chloride ion)
	H ₂ SO ₄ (sulfuric acid)	HSO ₄ ⁻ (hydrogen sulfate ion)
Weak acids	HNO ₃ (nitric acid)	NO ₃ ⁻ (nitrate ion)
	H ₃ O ⁺ (hydronium ion)	H ₂ O (water)
	HSO ₄ ⁻ (hydrogen sulfate ion)	SO ₄ ²⁻ (sulfate ion)
	HF (hydrofluoric acid)	F ⁻ (fluoride ion)
	HNO ₂ (nitrous acid)	NO ₂ ⁻ (nitrite ion)
	HCOOH (formic acid)	HCOO ⁻ (formate ion)
	CH ₃ COOH (acetic acid)	CH ₃ COO ⁻ (acetate ion)
	NH ₄ ⁺ (ammonium ion)	NH ₃ (ammonia)
	HCN (hydrocyanic acid)	CN ⁻ (cyanide ion)
	H ₂ O (water)	OH ⁻ (hydroxide ion)
	NH ₃ (ammonia)	NH ₂ ⁻ (amide ion)

13

ตัวอย่าง 5 จงหาความเข้มข้นของ H⁺ และ Cl⁻ ในสารละลาย 0.30 M HCl (0.30 M)

ตัวอย่าง 6 จงหาความเข้มข้นของ Ca²⁺ และ OH⁻ ในสารละลาย 0.30 M Ca(OH)₂ (0.60 M)

14

Leveling effect ปรากฏการณ์ที่ความแรงของกรด-เบสเท่ากันในตัวทำละลายหนึ่ง ๆ

การแตกตัวในน้ำ

$$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$$

$$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$$

$$\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_4^-$$

การแตกตัวในกรดอะซิติก (ความเป็นกรด: HClO₄ > HCl > HNO₃)

$$\text{HCl} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}_2^+ + \text{Cl}^-$$

$$\text{HNO}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}_2^+ + \text{NO}_3^-$$

$$\text{HClO}_4 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}_2^+ + \text{ClO}_4^-$$

$\text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{Leveling solvent}$
 $\text{CH}_3\text{COOH} \Rightarrow \text{Differentiating solvent}$

ตัวทำละลายที่เป็นเบส $\Rightarrow$ เกิด Leveling effect กับกรด

ตัวทำละลายที่เป็นกรด $\Rightarrow$ เกิด Leveling effect กับเบส

เช่น HCl และ HF มีความแรงแตกต่างกันในน้ำ แต่ใน NH₃ (เบส) จะเกิดปฏิกิริยาอย่างสมบูรณ์

$$\text{HF} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{F}^-$$

$$\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$$

15

พิจารณาจากโครงสร้างโมเลกุลของกรดและเบส

- ❖ Binary acid (กรดไฮโดร) : กรดที่ประกอบด้วย H และ อโลหะ
 - ค่าเดียวกัน ความเป็นกรดเพิ่มขึ้น เมื่อ EN เพิ่มขึ้น
 - เช่น $\text{NH}_3 < \text{H}_2\text{O} < \text{HF}$
 - หมู่เดียวกัน ความเป็นกรดเพิ่มขึ้น เมื่อ พลังงานพันธะลดลง
 - เช่น $\text{HF} (563 \text{ kJ/mol}) < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI} (299 \text{ kJ/mol})$
 - “ความเป็นกรดเพิ่มขึ้น เมื่ออโลหะมีเลขอะตอมสูงขึ้น”
 - ❖ Ternary acid (กรด oxo/oxy) : กรดที่ประกอบด้วย H O และ อโลหะ
 - หมู่เดียวกัน ความเป็นกรดเพิ่มขึ้น เมื่อ EN เพิ่มขึ้น
 - เช่น $\text{HClO}_4 > \text{HBrO}_4 > \text{HIO}_4$
 - อโลหะชนิดเดียวกัน ความเป็นกรดเพิ่มขึ้น เมื่อเลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้น
 - เช่น $\text{HClO}_4 > \text{HClO}_3 > \text{HClO}_2 > \text{HClO}$
 - ❖ ความแรงของเบส $\Rightarrow$ ความเป็นเบสเพิ่มขึ้น เมื่อ EN ลดลง
- 16

pH กับการวัดความเป็นกรด-เบส

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \quad \text{หรือ} \quad \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

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

	$[\text{H}^+] \text{ (M)}$	pH	$[\text{OH}^-] \text{ (M)}$	pOH
กลาง	1.0×10^{-7}	7	1.0×10^{-7}	7
กรด	$> 1.0 \times 10^{-7}$	< 7	$< 1.0 \times 10^{-7}$	> 7
เบส	$< 1.0 \times 10^{-7}$	> 7	$> 1.0 \times 10^{-7}$	< 7

17

ตัวอย่าง 7 น้ำฝนมี pH = 4.82 จงหา $[\text{H}^+]$

$$(1.51 \times 10^{-5} \text{ M})$$

ตัวอย่าง 8 จงหา $[\text{H}^+]$ และ $[\text{OH}^-]$ ของสารละลายที่มี pH = 4.4

$$(2.51 \times 10^{-10} \text{ M})$$

ตัวอย่าง 9 จงหา pH ของสารละลาย NaOH ที่มีความเข้มข้น $2.9 \times 10^{-4} \text{ M}$

$$(\text{pH} = 10.46)$$

18

ตัวอย่าง 10 จงหา pH ของสารละลาย

(1) 0.15 M HCl (pH = 0.82)

(2) 0.15 M $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (pH = 13.48)

19

ตัวอย่าง 11 จงหา pH ของสารละลาย

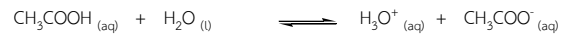
(1) 0.15 M HCl ปริมาตร 20.00 ml (pH = 0.82)

(2) หลังเติมน้ำกลั่นลงไป 30.00 ml (pH = 1.22)

20

การแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อน

การแตกตัวของกรดอ่อน



$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]}$$

ความเข้มข้นของน้ำคงที่

$$\text{ดังนั้น } K[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K_a$$



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

21

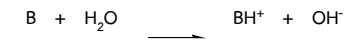
การแตกตัวของกรดอ่อน



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad (K_a = \text{ค่าคงที่การแตกตัวของกรด})$$

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

การแตกตัวของเบสอ่อน



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

$$\text{p}K_b = -\log K_b$$

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรด (เบส)} = \frac{\text{จำนวนโมลของกรด (เบส) ที่แตกตัว}}{\text{จำนวนโมลของกรด (เบส) ทั้งหมด}} \times 100\%$$

22

การเปรียบเทียบความแรงของกรดอ่อน-เบสอ่อน

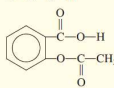
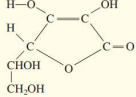
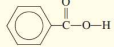
- ดูจากร้อยละการแตกตัว $\Rightarrow$ % มาก $\Rightarrow$ แตกตัวมาก ความเป็นกรด (เบส) สูง
- ดูจากค่า K_a และ $K_b \Rightarrow K_a$ มาก (K_b น้อย) ความเป็นกรดสูง (เบสต่ำ)
 $\Rightarrow K_b$ มาก (K_a น้อย) ความเป็นเบสสูง (กรดต่ำ)
- ดูจากค่า $\text{p}K_a \Rightarrow \text{p}K_a$ น้อย ความเป็นกรดสูง

ตัวอย่าง

	K_a	$\text{p}K_a$	
CH_3COOH	1.8×10^{-5}	4.74	ความเป็นกรดต่ำ
CH_2ClCOOH	1.4×10^{-3}	2.85	
CHCl_2COOH	5.0×10^{-2}	1.30	ความเป็นกรดสูง

23

Ionization Constants of Some Weak Acids and Their Conjugate Bases at 25°C

Name of Acid	Formula	Structure	K_a	Conjugate Base	K_b
Hydrofluoric acid	HF	H—F	7.1×10^{-4}	F^-	1.4×10^{-11}
Nitrous acid	HNO_2	O=N—O—H	4.5×10^{-4}	NO_2^-	2.2×10^{-11}
Acetylsalicylic acid (aspirin)	$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$		3.0×10^{-4}	$\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-$	3.3×10^{-11}
Formic acid	HCOOH		1.7×10^{-4}	HCOO^-	5.9×10^{-11}
Ascorbic acid*	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$		8.0×10^{-5}	$\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^-$	1.3×10^{-10}
Benzoic acid	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$		6.5×10^{-5}	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	1.5×10^{-10}
Acetic acid	CH_3COOH		1.8×10^{-5}	CH_3COO^-	5.6×10^{-10}
Hydrocyanic acid	HCN	H—C≡N	4.9×10^{-10}	CN^-	2.0×10^{-5}
Phenol	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$		1.3×10^{-10}	$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	7.7×10^{-5}

24

ตัวอย่าง 12 จงคำนวณหาความเข้มข้นของ H^+ , F^- และ HF ในสารละลาย 0.50 M HF ที่ $25^\circ C$ กำหนดให้ค่าคงที่การแตกตัวของ HF เท่ากับ 7.1×10^{-4}

	$HF(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + F^-(aq)$		
เริ่มต้น	0.50	0.00	0.00
เปลี่ยนแปลง	-x	+x	+x
สมดุล	0.50 - x	x	x

$$K_a = \frac{(x)(x)}{0.50 - x} = 7.1 \times 10^{-4}$$

ถ้า $0.50 - x \approx 0.50$

จะได้ $\frac{x^2}{0.50 - x} \approx \frac{x^2}{0.50} = 7.1 \times 10^{-4}$

ดังนั้น $x^2 = (0.50)(7.1 \times 10^{-4}) = 3.55 \times 10^{-4}$

$$x = \sqrt{3.55 \times 10^{-4}} = 0.019 M$$

$$\therefore [HF] = (0.50 - 0.019) M = 0.48 M$$

$$[H^+] = 0.019 M$$

$$[F^-] = 0.019 M$$

ใช้ครื่อยละการแตกตัว
↓
น้อยกว่า 5%

25

ตัวอย่าง 13 จงคำนวณหาความเข้มข้นของ H^+ , F^- และ HF ในสารละลาย 0.050 M HF ที่ $25^\circ C$ กำหนดให้ค่าคงที่การแตกตัวของ HF เท่ากับ 7.1×10^{-4}

	$HF(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + F^-(aq)$		
เริ่มต้น	0.05	0	0
เปลี่ยนแปลง	-x	+x	+x
สมดุล	0.05-x	x	x

$$K_a = \frac{(x)(x)}{0.050 - x} = 7.1 \times 10^{-4}$$

ถ้า $0.050 - x \approx 0.050$ จะได้ $x = 6.0 \times 10^{-3} M$

$$x^2 + 7.1 \times 10^{-4}x - 3.6 \times 10^{-5} = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$= \frac{-7.1 \times 10^{-4} \pm \sqrt{(7.1 \times 10^{-4})^2 - 4(1)(-3.6 \times 10^{-5})}}{2(1)}$$

$$= \frac{-7.1 \times 10^{-4} \pm 0.012}{2}$$

$$= 5.6 \times 10^{-3} M \text{ or } -6.4 \times 10^{-3} M$$

ใช้ครื่อยละการแตกตัว
↓
ตัด x ทั้งไม่ได้

$$\therefore [HF] = (0.050 - 5.6 \times 10^{-3}) M = 0.044 M$$

$$[H^+] = 5.6 \times 10^{-3} M$$

$$[F^-] = 5.6 \times 10^{-3} M$$

26

ตัวอย่าง 14 จงหาความเข้มข้นของ H^+ , CH_3COO^- และ CH_3COOH ในสารละลายที่เตรียมโดยใช้ละลาย CH_3COONa 0.10 mol และ CH_3COOH 0.20 mol ในน้ำ เพื่อให้ได้ปริมาตรทั้งหมดเป็น 1 L (K_a ของ CH_3COOH เท่ากับ 1.8×10^{-5})

$$[H^+] = 1.9 \times 10^{-3} M$$

$$[CH_3COO^-] = 0.10100036 M \approx 0.10 M$$

$$[CH_3COOH] = 0.199964 M \approx 0.20 M$$

27

ตัวอย่าง 15 เบสชนิดหนึ่ง มีความเข้มข้น 0.010 M และมีเปอร์เซ็นต์การแตกตัว 4.2% จงหาค่า K_b ของเบสชนิดนี้ ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$)



28

ตัวอย่าง 16 กรดฟอร์มิก (HCOOH) ความเข้มข้น 0.10 M มีค่า pH เท่ากับ 2.39
จงคำนวณค่า K_a ของกรดฟอร์มิก ($K_a = 1.73 \times 10^{-4}$)

29

ตัวอย่าง 17 จงหา pH ของสารละลาย 0.10 M CH_3COOH
(K_a ของ $\text{CH}_3\text{COOH} = 1.8 \times 10^{-5}$) (pH = 2.87)

30

ตัวอย่าง 18 จงหา pH ของสารละลายที่ประกอบด้วย HCl 0.10 M และ CH_3COOH 0.10 M (K_a ของ $\text{CH}_3\text{COOH} = 1.8 \times 10^{-5}$) (pH = 1.00)

31

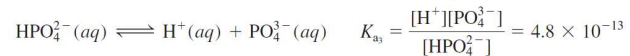
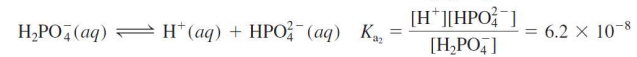
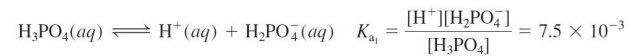
ตัวอย่าง 19 จงหา pH ของสารละลาย 0.40 M NH_3 (K_b ของ $\text{NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$) (pH = 11.43)

32

การแตกตัวของกรดพอลิโปรติก (Polyprotic)

กรดพอลิโปรติก (Polyprotic) คือ กรดที่สามารถแตกตัวให้ $[H^+]$ ได้มากกว่า 1 ตัว
เช่น H_2SO_4 , H_2S , H_3PO_4

การแตกตัวของกรด H_3PO_4 เกิดได้ 3 ขั้นตอนดังนี้



$$K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$$

(การดึง H^+ จากสารที่ไม่มีประจุจะง่ายที่สุด และยากขึ้นเมื่อประจุเพิ่มขึ้น)

33

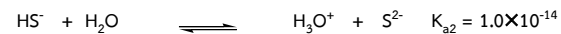
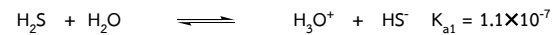
ตัวอย่าง 20 จงหา $[H^+]$ และ pH ของสารละลาย 0.10 M H_2SO_4 ถ้า $K_a = 1.2 \times 10^{-2}$

$$[H^+] = 0.11 \text{ M}$$

$$\text{pH} = 0.96$$

34

ตัวอย่าง 21 จงหา $[H_3O^+]$, $[HS^-]$ และ $[S^{2-}]$ ของสารละลาย 0.10 M H_2S ในน้ำ



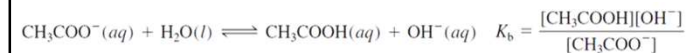
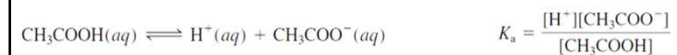
$$[H_3O^+] = 1.05 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[HS^-] = 1.05 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[S^{2-}] = 1.00 \times 10^{-14} \text{ M}$$

35

ความสัมพันธ์ระหว่าง K_a และ K_b



$$\begin{aligned} K_a K_b &= \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \times \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} \\ &= [H^+][OH^-] \\ &= K_w \end{aligned}$$

พิจารณา 2 สมการ



$$K_a K_b = K_w \quad K_a = \frac{K_w}{K_b} \quad K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

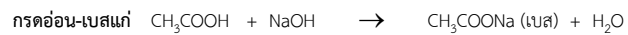
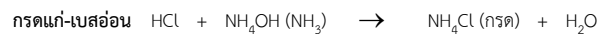
36

ปฏิกิริยาของกรดและเบส

❖ ปฏิกิริยาสะเทิน (neutralization)

“ปฏิกิริยาที่กรดกับเบสทำปฏิกิริยากัน ได้ผลิตภัณฑ์เป็น เกลือ กับ น้ำ”

ปฏิกิริยาที่กรดกับเบส แบ่งได้เป็น 4 แบบ

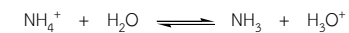
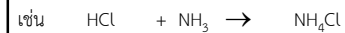


37

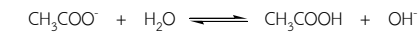
ปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส (Hydrolysis)

“ปฏิกิริยาระหว่างไอออนบวก/ไอออนลบ ของเกลือ (จากเบสอ่อน/กรดอ่อน) กับน้ำ”

เมื่อไอออนบวก (จากเบสอ่อน) เกิดปฏิกิริยา

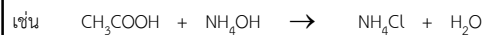


เมื่อไอออนลบ (จากกรดอ่อน) เกิดปฏิกิริยา



38

เมื่อทั้งไอออนบวก (จากเบสอ่อน) และไอออนลบ (จากกรดอ่อน) เกิดปฏิกิริยา

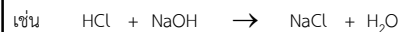


เกลือของกรดอ่อน-เบสอ่อน ละลายน้ำ สารละลายอาจมีฤทธิ์เป็นกรด กลาง หรือ เบส

ขึ้นอยู่กับชนิดของกรดอ่อน (K_a) หรือ เบสอ่อน (K_b)



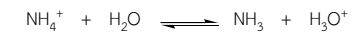
เกลือที่เกิดจากกรดแก่-เบสแก่ ไม่เกิด ไฮโดรลิซิส



39

pH ของสารละลายเกลือ

เกลือของกรดแก่-เบสอ่อน



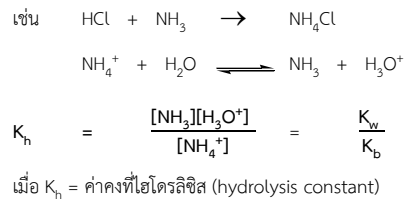
$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{K_w}{K_b}$$

เมื่อ K_h = ค่าคงที่ไฮโดรลิซิส (hydrolysis constant)

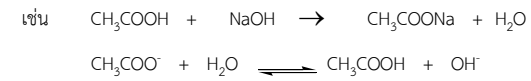
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_w \times C_s}{K_b}} = \sqrt{K_a \times C_s}$$

เมื่อ K_w = ค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ K_a = ค่าคงที่การแตกตัวของกรด
 K_b = ค่าคงที่การแตกตัวของเบส C_s = ความเข้มข้นของเกลือ

40

เกลือของกรดแก่-เบสอ่อน

41

เกลือของกรดอ่อน-เบสแก่

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{K_w}{K_a}$$

เมื่อ K_h = ค่าคงที่ไฮโดรลิซิส (hydrolysis constant)

$$\therefore [\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w \times C_s}{K_a}} = \sqrt{K_b \times C_s}$$

เมื่อ K_w = ค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ K_a = ค่าคงที่การแตกตัวของกรด
 K_b = ค่าคงที่การแตกตัวของเบส C_s = ความเข้มข้นของเกลือ

42

สรุปเกี่ยวกับไฮโดรลิซิสของเกลือต่าง ๆ

ชนิดของเกลือ	ไอออนที่เกิดไฮโดรลิซิส	pH
กรดแก่-เบสแก่	-	7
กรดแก่-เบสอ่อน	ไอออนบวก	< 7
กรดอ่อน-เบสแก่	ไอออนลบ	> 7
กรดอ่อน-เบสอ่อน	ไอออนลบและบวก	
	$K_a = K_b$	7
	$K_a > K_b$	< 7
	$K_a < K_b$	> 7

43

ตัวอย่าง 22 จงคำนวณค่า pH ของสารละลาย NH_4Cl เข้มข้น $1.8 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$
กำหนด $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$ และ K_b ของ NH_3 ที่ $25^\circ\text{C} = 1.8 \times 10^{-5}$ (pH = 6.00)

44

ตัวอย่าง 23 จงคำนวณค่า pH ของสารละลาย CH_3COONa เข้มข้น 0.50 M
กำหนด $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$ และ K_a ของ CH_3COOH ที่ $25^\circ\text{C} = 1.8 \times 10^{-5}$
(pH = 9.22)

45

ตัวอย่าง 24 จงคำนวณค่า pH ของสารละลาย 0.30M NH_4Cl
กำหนด $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$ และ K_b ของ NH_4^+ ที่ $25^\circ\text{C} = 5.6 \times 10^{-10}$ (pH = 4.89)

46

สารละลายบัฟเฟอร์ (Buffer solution)

“สารละลายที่สามารถต้านทานการเปลี่ยนแปลง pH เมื่อมีการเติมกรดแก่ (H^+) หรือเบสแก่ (OH^-) ปริมาณหนึ่งลงในสารละลาย”

สารละลายบัฟเฟอร์ ประกอบด้วย

❖ กรดอ่อน กับ เกลือของกรดอ่อน (คู่เบส) $\Rightarrow$ บัฟเฟอร์กรด

เช่น $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$

HF / F^-

$\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$

❖ เบสอ่อน กับ เกลือของเบสอ่อน (คู่กรด) $\Rightarrow$ บัฟเฟอร์เบส

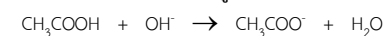
เช่น $\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+$

47

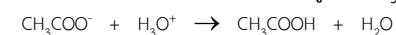
การต้านทานการเปลี่ยนแปลง pH ของสารละลายบัฟเฟอร์

สารละลายบัฟเฟอร์กรด : $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COONa}$

❖ เมื่อเติมเบสแก่ (OH^-) ลงในสารละลายบัฟเฟอร์ กรดอ่อน (CH_3COOH) จะ neutralize เบสแก่ นั้น แล้วทำให้กลับไปเป็นคู่เบสของกรดอ่อน (CH_3COO^-)



❖ เมื่อเติมกรดแก่ (H_3O^+) ลงในสารละลายบัฟเฟอร์ คู่เบสของกรดอ่อน (CH_3COO^-) จะ neutralize กรดแก่ นั้น แล้วทำให้กลับไปเป็นคู่กรด (CH_3COOH)

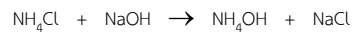


$[\text{H}^+]$ และ $[\text{OH}^-]$ ที่เติมลงไปจะถูกทำปฏิกิริยาโดยสารละลายบัฟเฟอร์ ทำให้ pH เปลี่ยนแปลงน้อยมาก

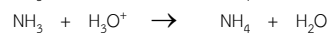
48

สารละลายบัฟเฟอร์เบส : $\text{NH}_3 / \text{NH}_4\text{Cl}$

❖ เมื่อเติม NaOH (เบสแก่) ลงในสารละลายบัฟเฟอร์

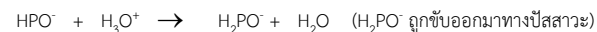


❖ เมื่อเติม HCl (กรดแก่) ลงในสารละลายบัฟเฟอร์

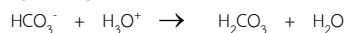


สารละลายบัฟเฟอร์ในสิ่งมีชีวิต

- $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$ เกี่ยวข้องกับการทำงานของไต เมื่อออกกำลังกายนาน ๆ จะมีกรดเกิดขึ้น ทำให้ pH ของเลือดเปลี่ยนไป ระบบบัฟเฟอร์ $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$ ในเลือดจะเข้าทำปฏิกิริยาเพื่อลดความเข้มข้นของกรดได้



- $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$ จะควบคุม pH ของพลาสมาในเลือดให้มีค่า 7.35-7.45 ดังนี้



49

การคำนวณ pH ของสารละลายบัฟเฟอร์

❖ สารละลายบัฟเฟอร์กรด

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

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

❖ สารละลายบัฟเฟอร์เบส

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

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{เกลือ}]}{[\text{เบส}]}$$

50

ตัวอย่าง 25 จงคำนวณค่า pH ของสารละลายที่ประกอบด้วย 0.10 M CH_3COOH และ 0.10 M CH_3COONa (K_a ของ CH_3COOH ที่ $25^\circ\text{C} = 1.8 \times 10^{-5}$) ($\text{pH}=4.74$)
และ - pH เมื่อเติม 0.01 mol NaOH ลงในสารละลายบัฟเฟอร์ ($\text{pH}=4.83$)
- pH เมื่อเติม 0.01 mol HCl ลงในสารละลายบัฟเฟอร์ ($\text{pH}=4.65$)

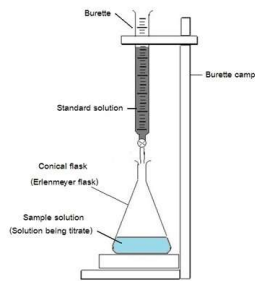
51

ตัวอย่าง 26 สารละลายที่ประกอบด้วย 0.45 M NH_4Cl และ 0.15 M NH_3 มีค่า pH เท่าใด (K_b ของ $\text{NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$) ($\text{pH} = 8.78$)

ตัวอย่าง 27 จะเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์ HCN / NaCN $\text{pH} = 4$ ได้อย่างไร (K_a ของ $\text{HCN} = 4.9 \times 10^{-10}$) $[\text{HCN}] / [\text{NaCN}] = 2.04 \times 10^5$

52

“การทดลองที่ใช้สารละลายมาตรฐานที่ทราบปริมาตรและความเข้มข้น ทำปฏิกิริยากับสารละลายตัวอย่าง เพื่อหาค่าความเข้มข้นของสารที่ต้องการวิเคราะห์”



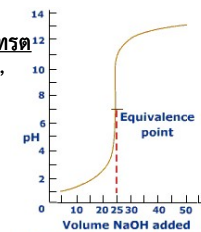
- **ตัวทำไทเทรต (titrant)**
สารละลายที่ทราบความเข้มข้น
- **ตัวถูกไทเทรต (titrand)**
สารละลายที่ต้องการทราบความเข้มข้น
- **จุดยุติ (end point)**
จุดที่อินดิเคเตอร์เปลี่ยนสี
- **จุดสมมูล (equivalent point)**
จุดที่กรดกับเบสทำปฏิกิริยาพอดีกัน

53

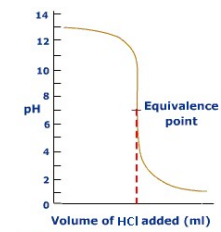
การไทเทรตสารละลายกรด-เบส

- ❖ การไทเทรตระหว่างกรดแก่-เบสแก่ (จุดสมมูล $\text{pH} = 7$)
- ❖ การไทเทรตระหว่างกรดแก่-เบสอ่อน (จุดสมมูล $\text{pH} < 7$)
- ❖ การไทเทรตระหว่างกรดอ่อน-เบสแก่ (จุดสมมูล $\text{pH} > 7$)
- ❖ การไทเทรตระหว่างกรดอ่อน-เบสอ่อน (จุดสมมูล $\text{pH} = 7$ หรือ < 7 หรือ > 7)

กราฟของการไทเทรต
“กรดแก่-เบสแก่”



Titration curve of strong acid (HCl) with a strong base (NaOH)



Titration curve of strong base (NaOH) with strong acid (HCl)

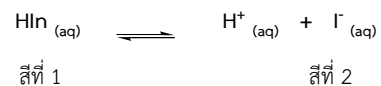
54

อินดิเคเตอร์สำหรับกรด-เบส

“สารอินทรีย์ที่เปลี่ยนสีได้ เมื่อ pH ของสารละลายเปลี่ยน”

หลักการทำงาน

สมดุลของสารละลายอินดิเคเตอร์กรด-เบส (HIn) ในน้ำ เป็นดังนี้



- ในสภาวะกรด $[H^+]$ จะทำให้สมดุลไปทางซ้าย $\Rightarrow$ สีที่ 1
- ในสภาวะเบส $[OH^-]$ จะทำให้สมดุลไปทางขวา $\Rightarrow$ สีที่ 2

$$K_{in} = \frac{[H^+][I^-]}{[HI_n]} \quad \text{ช่วง pH ของการเปลี่ยนสีอินดิเคเตอร์} \quad pH = pK_{in} \pm 1$$

55

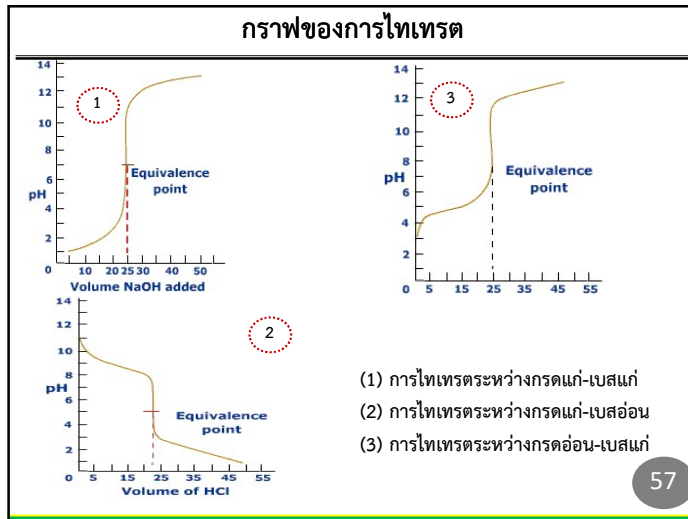
Some Common Acid-Base Indicators

Indicator	Color		pH Range*
	In Acid	In Base	
Thymol blue	Red	Yellow	1.2–2.8
Bromophenol blue	Yellow	Bluish purple	3.0–4.6
Methyl orange	Orange	Yellow	3.1–4.4
Methyl red	Red	Yellow	4.2–6.3
Chlorophenol blue	Yellow	Red	4.8–6.4
Bromothymol blue	Yellow	Blue	6.0–7.6
Cresol red	Yellow	Red	7.2–8.8
Phenolphthalein	Colorless	Reddish pink	8.3–10.0

การเลือกอินดิเคเตอร์

“เลือกอินดิเคเตอร์ที่มีช่วง pH ของการเปลี่ยนสีใกล้เคียงกับ pH ของสารละลาย ณ จุดสมมูล”

56



การคำนวณ pH ของการไทเทรตสารละลายกรด-เบส

❖ กรด-เบส

กรดแก่ $[H^+] = [HA]$ เบสแก่ $[OH^-] = [BOH]$
 กรดอ่อน $[H^+] = \sqrt{K_a C_a}$ เบสอ่อน $[OH^-] = \sqrt{K_b C_b}$
 $pH = -\log [H^+]$ $pOH = -\log [OH^-]$

❖ เกลือ (ไฮโดรลิซิส)

$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{K_w \times C_s}{K_b}}$ $[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w \times C_s}{K_a}}$
 $= \sqrt{K_a \times C_s}$ $= \sqrt{K_b \times C_s}$

❖ บัพเฟอร์

$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[กรด]}{[เกลือ]}$ $[OH^-] = K_b \times \frac{[เบส]}{[เกลือ]}$

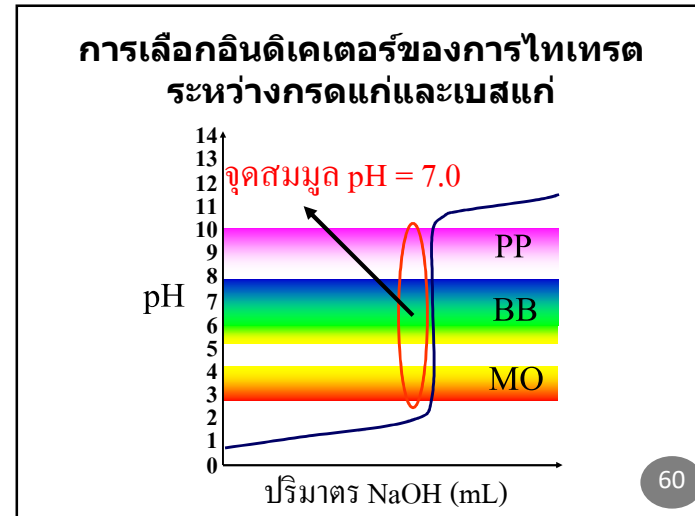
58

ตัวอย่าง 28 การไทเทรตระหว่างกรดแก่-เบสแก่

จงคำนวณ pH จากการไทเทรต 0.100 M HCl 25.00 mL ด้วย 0.100 M NaOH

- 1) ก่อนเติม NaOH $[pH = 1.00]$
- 2) หลังเติม NaOH 10.00 mL $[pH = 1.37]$
- 3) หลังเติม NaOH 25.00 mL $[pH = 7.00]$
- 4) หลังเติม NaOH 35.00 mL $[pH = 12.22]$

59



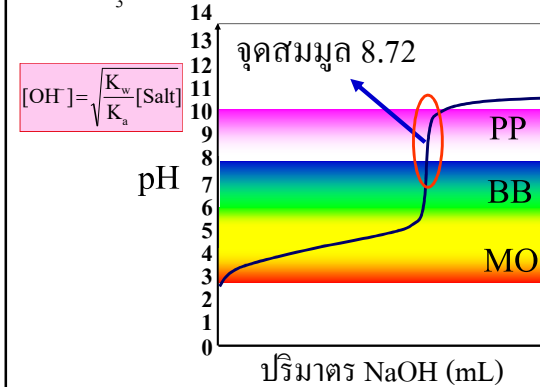
ตัวอย่าง 29 การไทเทรตระหว่างกรดอ่อน-เบสแก่ ($K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 1.8 \times 10^{-5}$)
จงคำนวณ pH จากการไทเทรต 0.100 M CH_3COOH 25.00 mL ด้วย 0.100 M NaOH

- 1) ก่อนเติม NaOH [pH = 2.87]
- 2) หลังเติม NaOH 10.00 mL [pH = 4.56]
- 3) หลังเติม NaOH 25.00 mL [pH = 8.72]
- 4) หลังเติม NaOH 35.00 mL [pH = 12.22]

61

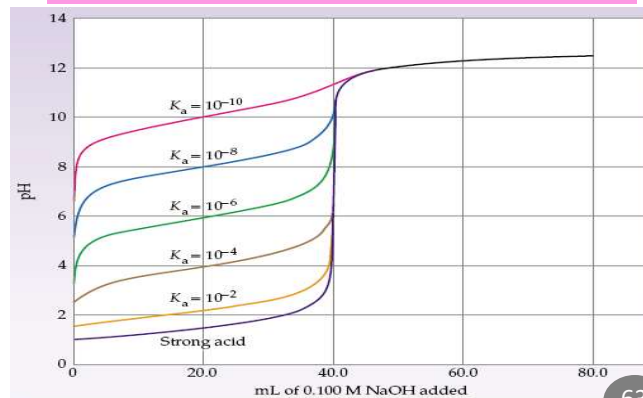
กราฟของการไทเทรตระหว่างกรดอ่อนและเบสแก่

CH_3COOH 0.1 M ปริมาตร 10 mL กับ NaOH 0.1 M



62

กราฟของการไทเทรตระหว่างกรดอ่อนที่มีค่า K_a ต่างกันและเบสแก่



63

ตัวอย่าง 30 การไทเทรตระหว่างกรดแก่-เบสอ่อน ($K_b \text{ NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$)

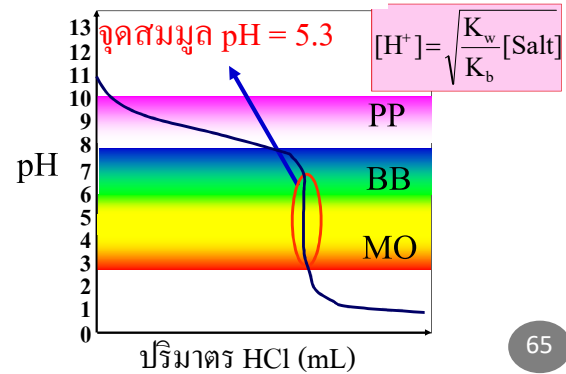
จงคำนวณ pH จากการไทเทรต 0.100 M NH_3 25.00 mL ด้วย 0.100 M HCl

- 1) ก่อนเติม HCl (pH = 11.13)
- 2) หลังเติม HCl 10.00 mL (pH = 9.43)
- 3) หลังเติม HCl 25.00 mL (pH = 5.28)
- 4) หลังเติม HCl 35.00 mL (pH = 1.78)

64

กราฟของการไทเทรตระหว่างเบสอ่อนและกรดแก่

NH_3 0.1 M ปริมาตร 10 mL กับ HCl 0.1 M



กราฟของการไทเทรตระหว่างกรดอ่อน (polyprotic) และเบสแก่

