

สมดุลไอออน

Ion equilibrium

โครงการจัดตั้งภาควิชาเคมี

คณะศิลปศาสตร์และวิทยาศาสตร์

มหาวิทยาลัยเกษตรศาสตร์ วิทยาเขตกำแพงแสน

1

เนื้อหา

1. สารละลายอิเล็กโทรไลต์
2. กรด-เบส
ความแรงของกรด
การแตกตัว
3. การแตกตัวของน้ำ
4. พีเอช (pH)
5. สารละลายบัฟเฟอร์
6. อินดิเคเตอร์
7. การไทเทรต
8. การแยกสลายด้วยน้ำ
9. สมดุลไอออนของเกลือที่
ละลายน้ำได้น้อย
10. สมดุลไอออนเชิงซ้อน

2

สารละลายอิเล็กโทรไลต์

(Electrolyte solution)

คือ สารที่ละลายน้ำแล้ว แยกตัวเป็นไอออนหรือ
สารที่สภาพหลอมเหลว สามารถนำไฟฟ้าได้

1. *strong electrolyte* แยกตัวได้อย่างสมบูรณ์ในน้ำ เช่น
HCl HNO₃ HClO₄ NaOH KOH NH₄Cl NaCl
2. *weak electrolyte* แยกตัวได้น้อยในน้ำ เช่น
HNO₂ HClO₂ H₂SO₃ CH₃COOH NH₄OH BaSO₄
3. *Non electrolyte* สารที่ไม่แยกตัวในน้ำ และไม่นำไฟฟ้า
เช่น กลูโคส ซูโครส

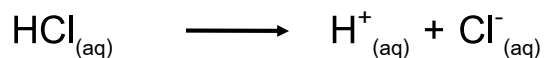
3

กรด-เบส (Acid- Base)

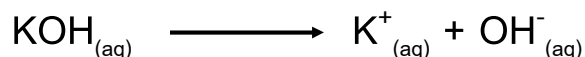
คำจำกัดความของกรด-เบส

1. Arrhenius

- กรด คือ สารที่ละลายน้ำแล้วให้ H⁺



- เบส คือ สารที่ละลายน้ำแล้วให้ OH⁻

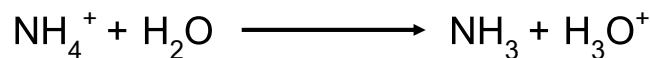
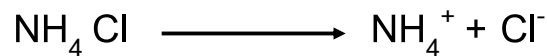
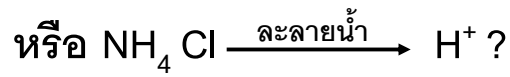
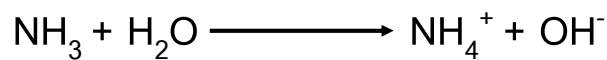
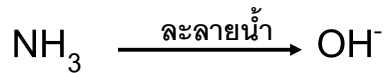


ความแรงขึ้นกับการแตกตัวให้ไอออน

4

ข้อจำกัด

◆ สารนั้นต้องละลายน้ำได้เท่านั้น และสารนั้นไม่มี H⁺ หรือ OH⁻ ในโมเลกุล จะไม่สามารถบอกได้ว่าเป็นกรด-เบส เช่น

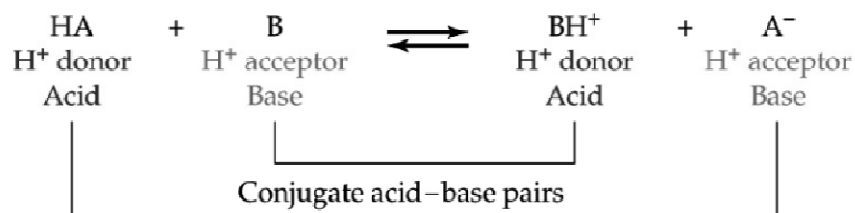


5

2. Bronsted-Lowry ***

กรด คือ สารที่ให้ H⁺ เบส คือ สารที่รับ H⁺

คู่กรด-เบส (conjugate acid-base pairs)



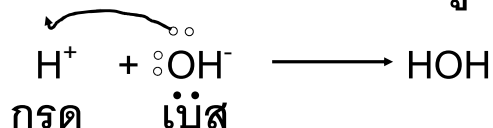
HA เป็นคู่กรดของ A⁻ และ A⁻ เป็นคู่เบสของ HA

BH⁺ เป็นคู่กรดของ B และ B เป็นคู่เบสของ BH⁺

6

3. Lewis acid***

- กรด คือ สารที่สามารถรับคู่อิเล็กตรอน
- เบส คือ สารที่สามารถให้คู่อิเล็กตรอน



สารที่เป็นกรดตาม Lewis (Lewis acid)

1. แคตไอออน : Na^+ Be^{2+} Mg^{2+} Ag^+
2. โมเลกุลที่อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนไม่ครบแปด BF_3
3. มีพันธะคู่กับอะตอมที่มีค่า EN ต่างกัน SO_3

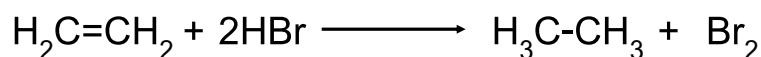
9

สารที่เป็นเบสตาม Lewis (Lewis base)

1. แอนไอออน : OH^-
2. อะตอมกลางที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

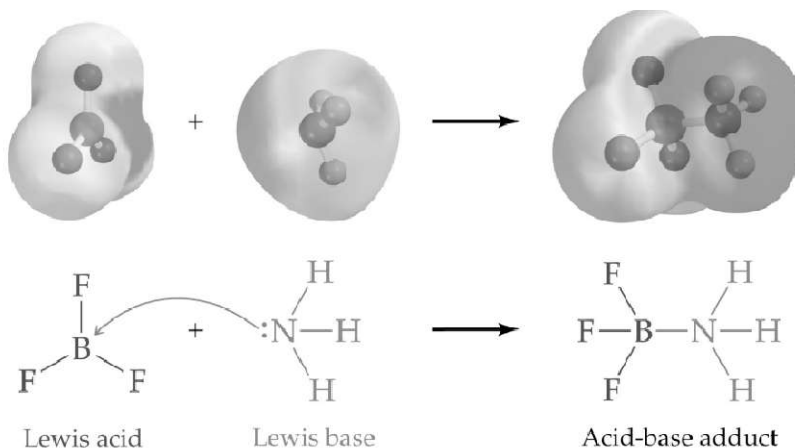


3. สาร hydrocarbon (CH) ที่มีพันธะคู่



10

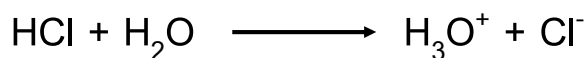
Lewis acid - base



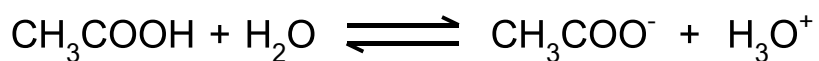
11

ความแรงของกรด-เบสตาม Bronsted-Lowry

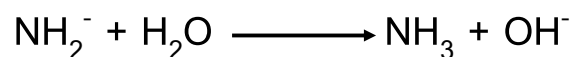
- กรดแตกตัวให้ H^+ 100% เป็นกรดแก่



กรดแตกตัวให้ H^+ < 100% เป็นกรดอ่อน



- เบสรับ H^+ ได้ 100% เป็นเบสแก่



เบสรับ H^+ ได้ < 100% เป็นเบสอ่อน

12

ความแรงของคู่กรด-เบส

	Acid, HA		Base, A ⁻		
Stronger acid ↑ Weaker acid	HClO ₄	Strong acids. 100% dissociated in aqueous solution.	ClO ₄ ⁻	Very weak bases. Negligible tendency to be protonated in aqueous solution.	
	HCl		Cl ⁻		
	H ₂ SO ₄		HSO ₄ ⁻		
	HNO ₃				
	H ₃ O ⁺	Weak acids. Exist in solution as a mixture of HA, A ⁻ , and H ₃ O ⁺ .	H ₂ O	Weak bases. Moderate tendency to be protonated in aqueous solution.	
	HSO ₄ ⁻		SO ₄ ²⁻		
	H ₃ PO ₄		H ₂ PO ₄ ⁻		
	HNO ₂		NO ₂ ⁻		
	HF		F ⁻		
	CH ₃ CO ₂ H		CH ₃ CO ₂ ⁻		
H ₂ CO ₃		HCO ₃ ⁻			
H ₂ S		HS ⁻			
NH ₄ ⁺		NH ₃			
HCN		CN ⁻			
HCO ₃ ⁻		CO ₃ ²⁻			
H ₂ O		OH ⁻			
NH ₃	Very weak acids Negligible tendency to dissociate.	NH ₂ ⁻	Strong bases. 100% protonated in aqueous solution.		
OH ⁻		O ²⁻			
H ₂		H ⁻			

13

ความแรงของกรด

กรดมี 2 ชนิดใหญ่ๆ

1. Hydrohalic acids ประกอบด้วย H และธาตุอื่นอีก 1 ชนิด

- อโลหะในคาบเดียวกันถ้าค่า EN สูงความแรงกรดจะเพิ่ม
ดังนั้นความแรงของกรดไฮโดรจึงเพิ่มจากซ้ายมาขวา



- อโลหะหมู่เดียวกัน ความแรงกรดเพิ่ม ตามแนวโน้มของขนาด
ของอโลหะ ดังนั้นความแรงของกรดจึงเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง

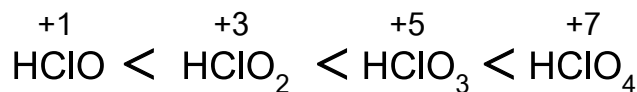


14

ความแรงของกรด

2. Oxo acid ประกอบด้วย O, H และธาตุอื่นอีก 1 ชนิด

- กรดออกซิที่มีอะตอมกลางเหมือนกันแต่หมู่ที่มาเกาะอยู่มีจำนวนไม่เท่ากัน ความแรงของกรดเพิ่มขึ้นตามเลขออกซิเดชันของ อะตอมกลาง



- อะตอมกลางต่างชนิดกันแต่อยู่ในหมู่เดียวกันและมีเลขออกซิเดชัน เท่ากัน ความแรงของกรดจะเพิ่มขึ้นตาม EN ของอะตอมกลาง



15

ความแรงของเบส

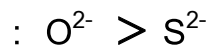
1. ไฮดรอกไซด์ของโลหะ หมู่ IA เป็นเบสแก่

โลหะขนาดใหญ่ขึ้น ความแรงเบสเพิ่ม : $\text{KOH} > \text{NaOH}$

2. ไอออนลบอะตอมเดี่ยว

ความเป็นเบสเพิ่มขึ้นเมื่อความแน่นประจุลบของแอนไอออนมากขึ้น:

• ในหมู่เดียวกันถ้าจำนวนประจุเท่ากัน แต่ขนาดใหญ่ขึ้น ความหนาแน่นประจุจะลดลง ดังนั้นความเป็นเบสลดลง



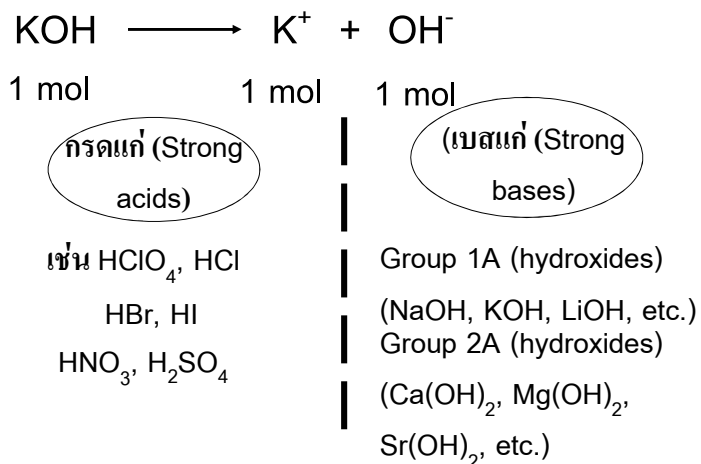
• ในคาบเดียวกันค่าความแรงของเบสจะลดลง เมื่อประจุลบลดลง



16

การแตกตัวของกรด - เบส

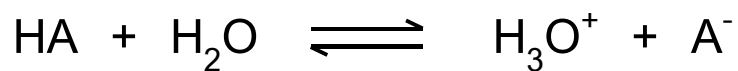
- กรดแก่-เบสแก่ แตกตัว 100 %



17

การแตกตัวของกรดอ่อน

- กรดอ่อน-เบสอ่อน แตกตัวน้อยกว่า 100 %
(เป็นปฏิกิริยาผันกลับ \rightleftharpoons)

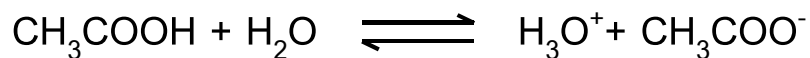


$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

K_a = ค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อน

18

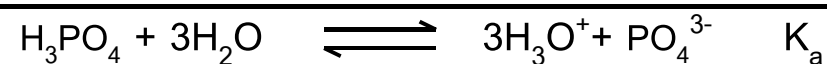
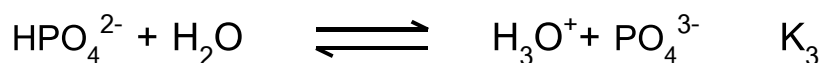
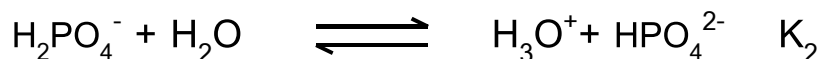
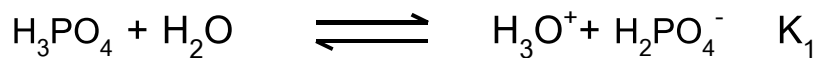
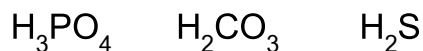
•กรดโมโนโปรติก: กรด 1 โมเลกุลแตกตัวให้ H⁺ 1 ตัว



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

19

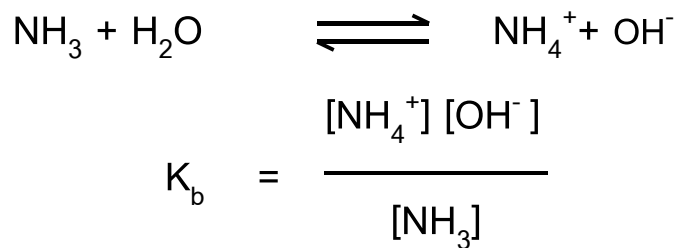
•กรดโพลีโปรติก: 1 โมเลกุลแตกตัวให้ H⁺ > 1 ตัว



$$K_a = K_1 \times K_2 \times K_3$$

20

การแตกตัวของเบสอ่อน



21

การบอกความสามารถในการแตกตัว

1. ระดับขั้นการแตกตัว (α)

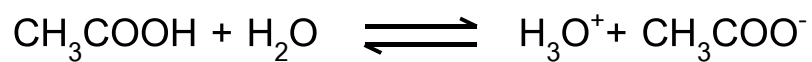
$$\alpha = \frac{\text{จำนวนโมลที่แตกตัวไป}}{\text{จำนวนโมลทั้งหมดเมื่อเริ่มต้น}}$$

2. % การแตกตัว = $\alpha \times 100$

3. ค่าคงที่การแตกตัว K_a หรือ K_b

22

% การแตกตัวของกรด**

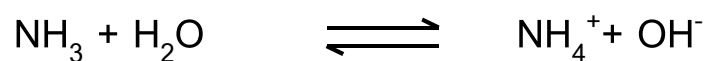


$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\% \text{ การแตกตัว} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \times 100$$

23

% การแตกตัวของเบส



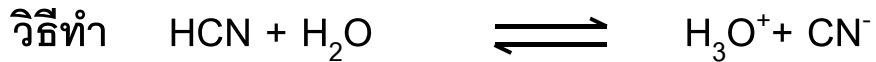
$$\alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$\% \text{ การแตกตัว} = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \times 100$$

24

ตัวอย่าง สารละลายกรด HCN 0.02 M แยกตัวให้

$[H_3O^+]$ 1.2×10^{-5} M จงหา %การแตกตัว



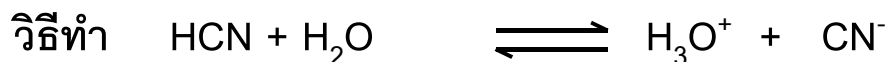
$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{[HCN]} = \frac{(1.2 \times 10^{-5} M)}{(0.02 M)}$$

$$\% \text{ การแตกตัว} = \frac{(1.2 \times 10^{-5} M)}{(0.02 M)} \times 100 = 0.06\%$$

25

ตัวอย่าง สารละลายกรด HCN 0.2 M แยกตัวให้

$[H_3O^+]$ 4.0×10^{-3} M จงหาค่า K_a



เริ่มต้น 0.2 M

-

-

ที่สมดุล $(0.2 - 4.0 \times 10^{-3} M)$

$4.0 \times 10^{-3} M$ $4.0 \times 10^{-3} M$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN]}$$

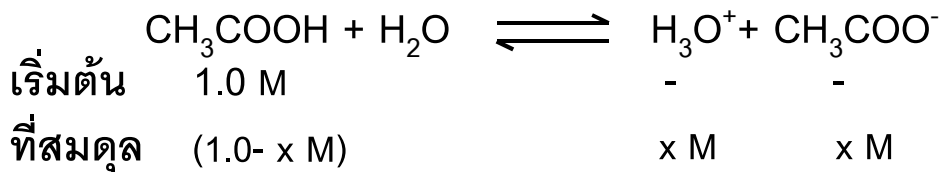
$$K_a = \frac{(0.004)(0.004)}{(0.2 - 4.0 \times 10^{-3})} = 8.16 \times 10^{-5}$$

26

การคำนวณเกี่ยวกับค่า K_a และ K_b *****

ตัวอย่าง จงหา $[H^+]$ ในสารละลาย CH_3COOH

เข้มข้น 1.0 mol dm^{-3} ที่ 25°C $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$



$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{(1.0 - x)}$$

27

$$x^2 + (1.8 \times 10^{-5})x - 1.8 \times 10^{-5} = 0$$

จาก $ax^2 + bx + c = 0$

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

แทนค่า $a = 1, b = 1.8 \times 10^{-5}, c = -1.8 \times 10^{-5}$

จะได้ $x = 4.2 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$

$[H^+] = 4.2 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ ANS

28

เนื่องจาก $[H^+]$ มีค่าน้อยมากเมื่อเทียบกับความเข้มข้นเริ่มต้น อาจตัดค่า x ในเทอม $1.00-x$ ออกได้

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{(1.0 - x)} = \frac{(x)(x)}{(1.0)}$$

$$x^2 = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$x = \sqrt{1.8 \times 10^{-5}} = 4.2 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

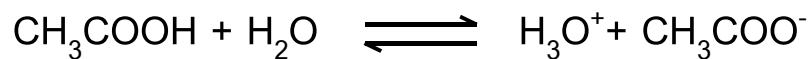
$$\% \text{ การแตกตัว} = \frac{4.2 \times 10^{-3}}{1} \times 100 = 0.42$$

1

29

หมายเหตุ

ถ้าสารมีการแตกตัวน้อยกว่า 5% เมื่อเทียบกับความเข้มข้นเริ่มต้น หรือ $[HA]/K_a > 1000$ ให้ตัดปริมาณการแตกตัว (x) จาก HA ได้



เริ่มต้น 1.0 M

-

-

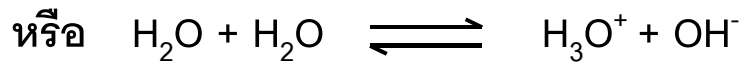
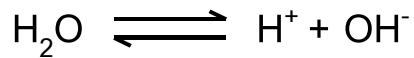
ที่สมดุล $(1.0 - x \text{ M}) \cong 1.0$

$x \text{ M}$

$x \text{ M}$

30

การแตกตัวของน้ำ (Hydrolysis)



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

$$[\text{H}_2\text{O}] = \text{คงที่}$$

$$K [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

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

31

K_w = ค่าคงที่ผลคูณไอออนของน้ำ

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.008 \times 10^{-14} \text{ (mol dm}^{-3}\text{)}^2 \text{ ที่ } 25^\circ\text{C}$$

$$K_w = 2.95 \times 10^{-14} \text{ (mol dm}^{-3}\text{)}^2 \text{ ที่ } 40^\circ\text{C}$$

ที่ 25°C $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$ เป็นกลาง

สารละลายกรด $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$

$$[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

สารละลายเบส $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$

$$[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

32

พีเอช (pH)***

มาตรฐาน pH (pH scale)

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

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

น้ำบริสุทธิ์ $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$

$$\text{pH} = -\log (1.0 \times 10^{-7})$$

$$\text{pH} = 7 \quad (\text{เป็นกลาง})$$

$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$ pH < 7 เป็นสารละลายกรด

$[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$ pH > 7 เป็นสารละลายเบส

33

ความสัมพันธ์ของ pH และ pOH

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

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$= -\log \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]}$$

$$= -(\log 10^{-14}) - \log [\text{OH}^-]$$

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

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

34

การคำนวณหา pH*****

ตัวอย่าง สารละลาย CO_2 อิ่มตัวมี $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.3 \times 10^{-4}$
 mol dm^{-3} จงคำนวณ pH ของสารละลาย

วิธีทำ

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log (1.3 \times 10^{-4}) \\ &= -\log 1.3 + 4 \log 10 \\ &= -\log 1.3 + 4 \\ &= -0.11 + 4 \\ &= 3.89\end{aligned}$$

35

แบบฝึกหัด

1. จงหา $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ของสารละลายที่มี $\text{pH} = 4.4$
($\text{antilog } 0.6 = 4$ $\text{antilog } 0.4 = 2.5$)
2. จงคำนวณ $[\text{H}_3\text{O}^+]$ และ $[\text{OH}^-]$ ของสารละลายที่มี
 $\text{pH} = 4.5$ ($\text{antilog } 0.5 = 3.2$)
3. จงหา pH ของสารละลาย 0.01 M NaOH
4. จงหา pH ของสารละลาย 0.001 M HCl
5. จงหา pH ของสารละลาย 0.2 M CH_3COOH $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$
6. จงหา pH ของสารละลาย 0.2 M NH_4OH $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

36

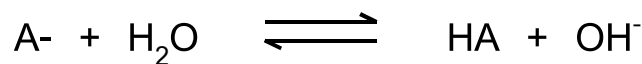
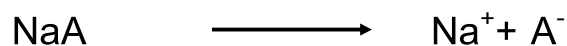
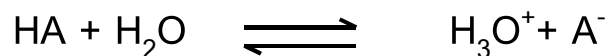
สารละลายบัฟเฟอร์ (Buffer solution)

- สารละลายที่ pH ไม่เปลี่ยนแปลงเมื่อเติมกรดแก่ หรือเบสแก่ลงไปเล็กน้อย หรือเจือจาง
- สารละลายบัฟเฟอร์เตรียมได้จาก
 1. กรดอ่อน+เกลือของกรดอ่อนนั้น เช่น
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}, \quad \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaH}_2\text{PO}_4$
 2. เบสอ่อน+เกลือของเบสอ่อนนั้น เช่น
 $\text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$

37

สารละลายบัฟเฟอร์กรด

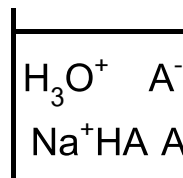
- กรดอ่อน (HA) + เกลือของกรดอ่อน (NaA)



ที่สภาวะสมดุล

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

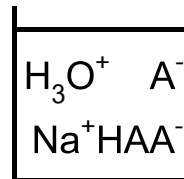
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$



38

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

$$= -\log K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$



$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

กรด

เกลือ

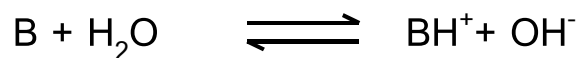
หรือ

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

39

สารละลายบัฟเฟอร์เบส

- เบสอ่อน (B) + เกลือของเบสอ่อน (BH^+)



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

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

$$\text{pOH} = \text{p}K_b - \log \frac{[\text{B}]}{[\text{BH}^+]}$$

เบส

เกลือ

40

การเติมกรดแก่-เบสแก่ในบัฟเฟอร์

- pH ไม่เปลี่ยนแปลงหรือเปลี่ยนแปลงเล็กน้อย

สารละลายบัฟเฟอร์ 1 ลิตร มี CH_3COOH 0.1 mol

และ CH_3COONa 0.1 mol กำหนด $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

และ $-\log 1.8 \times 10^{-5} = 4.745$

$$\text{pH} = \text{pKa} - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COONa}]}$$

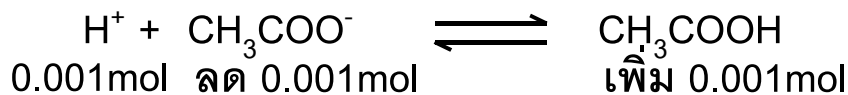
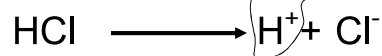
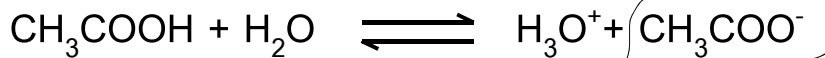
$$\text{pH} = 4.745 - \log (0.1/0.1)$$

$$\text{pH} = 4.745$$

41

- ถ้าเติม HCl 1.0 M ปริมาตร 1 mL จะทำให้สารละลายมี pH เท่าไร

วิธีคิด HCl 1.0 M 1 mL มีจำนวนโมล = 0.001 mol



42

เมื่อเติม HCl แล้วต้องคิดความเข้มข้นใหม่

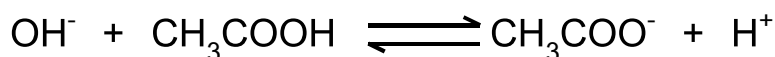
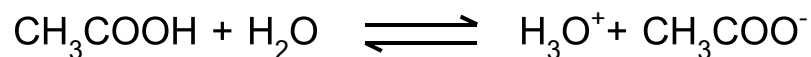
$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = (0.1 + 0.001) \text{ mol} / 1001 \text{ mL} = 0.101 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = (0.1 - 0.001) \text{ mol} / 1001 \text{ mL} = 0.099 \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{จาก } \text{pH} &= \text{pK}_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \\ &= 4.745 - \log \frac{(0.101)}{(0.099)} \\ &= 4.745 - 0.009 \\ &= 4.736 \quad (\text{pH ใกล้เคียงเดิม}) \end{aligned}$$

43

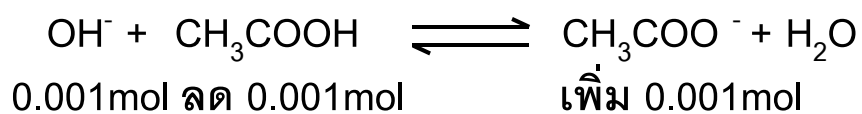
- ถ้าเติม NaOH 1.0 M ปริมาตร 1 mL จะทำให้สารละลายมี pH เท่าไร



จำนวนโมลของ NaOH ที่เติม = 0.001 mol

เมื่อเติม NaOH แล้วความเข้มข้นของสารเปลี่ยนไป

44



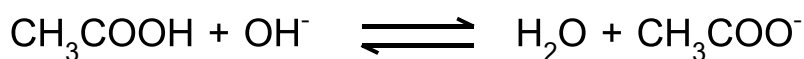
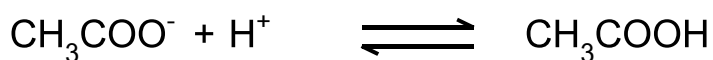
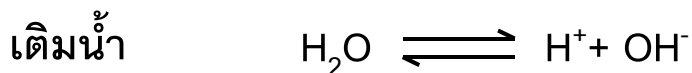
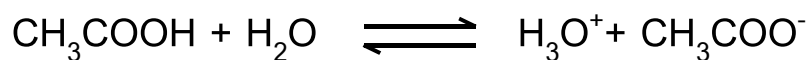
$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = (0.1 - 0.001) \text{ mol} / 1001\text{mL} = 0.099 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = (0.1 + 0.001) \text{ mol} / 1001\text{mL} = 0.101 \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{pK}_a - \log \frac{(0.099)}{(0.101)} \\ &= 4.749 \quad (\text{pH ใกล้เคียงเดิม}) \end{aligned}$$

45

การเติมน้ำในสารละลายบัฟเฟอร์



- ความเข้มข้นของไอออนต่าง ๆ คงเดิม pH จึงคงที่

46

การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์

- เลือกกรด หรือเบสที่มี pK_a หรือ pK_b ใกล้เคียงกับ pH หรือ pOH ที่ต้องการ หรืออยู่ใน ช่วง $pK_a \pm 1$ หรือ $pK_b \pm 1$ เช่น

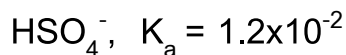
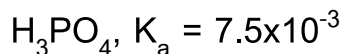
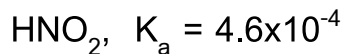
$$pH = pK_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

$$\frac{[\text{กรด}]}{[\text{เกลือ}]} \quad \text{หรือ} \quad \frac{[\text{เบส}]}{[\text{เกลือ}]} \approx \frac{1}{10} - \frac{10}{1}$$

47

ตัวอย่างการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์

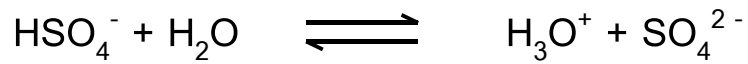
ถ้าต้องการเตรียมบัฟเฟอร์จากกรดอ่อนโดยให้สารละลายมี $[H_3O^+] = 3.3 \times 10^{-2} M$
ท่านจะเลือกกรดชนิดใด ต่อไปนี้



กรดที่เลือกโดยใช้คือ..... ?

48

- จากค่า K_a เลือกใช้ HSO_4^- และปรับอัตราส่วนระหว่างกรดและเกลือ



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HSO}_4^-]}{[\text{SO}_4^{2-}]}$$

$$\frac{[\text{HSO}_4^-]}{[\text{SO}_4^{2-}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} = \frac{(3.3 \times 10^{-2})}{(1.2 \times 10^{-2})} = \frac{2.75}{1}$$

ต้องใช้ HSO_4^- จำนวน 2.7 โมล ผสมกับเกลือ SO_4^{2-} จำนวน 1 โมล

49

ตัวอย่าง จงหาอัตราส่วนจำนวนโมลของกรดอะซิติก (CH_3COOH) และโซเดียมอะซิเตด (CH_3COONa) เพื่อเตรียมบัฟเฟอร์ที่มี $\text{pH} = 5.7$ ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$)

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$5.7 = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$5.7 = -\log 1.8 \times 10^{-5} - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

50

$$5.7 = -\log 1.8 \times 10^{-5} - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$5.7 = 4.75 - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$\log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 4.75 - 5.7 = -0.95$$

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \text{antilog} (-0.95)$$

$$= \text{antilog} (-1 + 0.05) = 1.1 \times 10^{-1}$$

$$= 0.11$$

51

ตัวอย่าง จงคำนวณ pH ของบัฟเฟอร์ 0.4 M

$\text{CH}_3\text{COOH} + 0.4 \text{ M } \text{CH}_3\text{COONa}$ ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$)

วิธีทำ

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$= -\log K_a - \log \frac{(0.4)}{(0.4)}$$

$$= -\log 1.8 \times 10^{-5}$$

$$= -\log 1.8 - \log 10^{-5}$$

$$= -0.25 + 5 = 4.75$$

52

ตัวอย่าง จงคำนวณ pH ของบัฟเฟอร์ระหว่าง 0.1 M NH_3
400 mL และ 0.2 M NH_4NO_3 400 mL ($K_b=1.8 \times 10^{-5}$)

$$0.1 \text{ M } \text{NH}_3 \text{ 400 mL มีจำนวนโมล} = \frac{0.1 \times 400}{1000} \text{ mol}$$

$$0.2 \text{ M } \text{NH}_4\text{NO}_3 \text{ 400 mL มีจำนวนโมล} = \frac{0.2 \times 400}{1000} \text{ mol}$$

$$\text{ปริมาตรรวม} = 400 + 400 = 800 \text{ mL}$$

$$[\text{NH}_3] = \frac{0.1 \times 400}{1000} \times \frac{1000}{800} = \frac{0.4}{8} = 0.05$$

$$[\text{NH}_4\text{NO}_3] = \frac{0.2 \times 400}{1000} \times \frac{1000}{800} = \frac{0.8}{8} = 0.1$$

53

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= \text{p}K_b - \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4\text{NO}_3]} \\ &= -\log (1.8 \times 10^{-5}) - \log (0.05/0.1) \end{aligned}$$

$$= 4.75 + 0.30 = 5.05$$

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

$$= 14.00 - 5.05$$

$$= 8.95$$

54

⇨ กระดาษลิตมัส

pH ≤ 5 มีสีแดง pH ≥ 8 มีสีน้ำเงิน

pH 5 - 8 มีสีผสมระหว่างแดงกับน้ำเงิน

ให้ K_{in} ของลิตมัส = 10^{-7}

$$K_{in} = \frac{[H^+][In^-]}{[HIn]}$$

$$10^{-7} = \frac{[H^+][In^-]}{[HIn]}$$

57

$$\frac{10^{-7}}{[H^+]} = \frac{[In^-]}{[HIn]}$$

ถ้า pH = 5, $[H^+] = 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$

$$\frac{10^{-7}}{10^{-5}} = \frac{1}{100} = \frac{[In^-]}{[HIn]}$$

เมื่อ pH < 5, $[HIn] > [In^-] 100$ เท่า จึงมีสีแดง

58

$$\frac{10^{-7}}{[H^+]} = \frac{[In^-]}{[HIn]}$$

ถ้า pH = 8, $[H^+] = 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$

$$\frac{10^{-7}}{10^{-8}} = \frac{10}{1} = \frac{[In^-]}{[HIn]}$$

เมื่อ pH > 8, $[In^-] > [HIn]$ 10 เท่า จึงมีสีน้ำเงิน

59

ตัวอย่างอินดิเคเตอร์

Indicator	pH	สีที่เปลี่ยน
Thymol blue	1.2-2.8	แดง-เหลือง
Bromphenol blue	3.0-4.6	เหลือง-น้ำเงิน
Congo red	3.0-5.0	น้ำเงิน-แดง
Methyl orange	3.1-4.4	แดง-เหลือง
Bromocresol green	3.8-5.4	เหลือง-น้ำเงิน

60

ตัวอย่างอินดิเคเตอร์

Indicator	pH	สีที่เปลี่ยน
Methyl red	4.2-6.3	แดง-เหลือง
Azolitmin (litmus)	5.0-8.0	แดง-น้ำเงิน
Bromocresol purple	5.2-6.8	เหลือง-ม่วง
Bromthymol blue	6.0-7.6	เหลือง-น้ำเงิน
Phenol red	6.8-8.4	เหลือง - แดง
Phenolphthalein	8.3-10.0	ไม่มีสี-ชมพู

61

การไทเทรต (Titrametric analysis)

เป็นการวิเคราะห์หาปริมาณสารหรือความเข้มข้นของสารละลาย โดยการนำสารละลายที่ต้องการวิเคราะห์ มาทำปฏิกิริยากับสารที่ทราบความเข้มข้นที่แน่นอน

สารที่ทราบความเข้มข้นที่แน่นอน เรียกว่า
สารละลายมาตรฐาน (Standard solution)

62

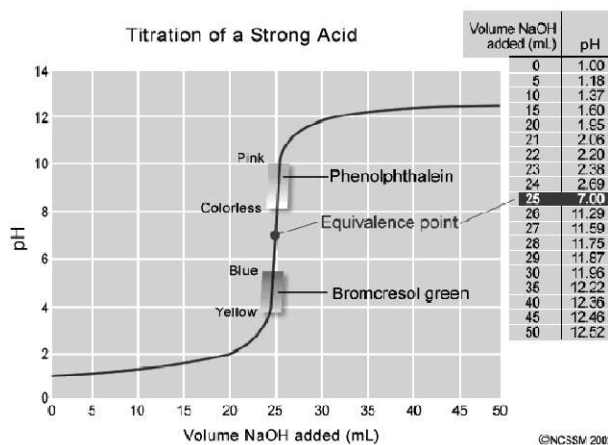
การไทเทรตระหว่างกรด-เบส

- เมื่อกรด-เบสทำปฏิกิริยากันสมมูลพอดี เรียก
ปฏิกิริยาสะเทินระหว่างกรด-เบส
- จุดที่สาร 2 ชนิดทำปฏิกิริยากันพอดี : จุดสมมูล
- จุดที่สารละลายเปลี่ยนสี (เกิดจาก indicator) : จุดยุติ
- หา pH ของสารละลายระหว่างการไทเทรตจาก
 - การวัดด้วย pH meter
 - การคำนวณ
 - Titration curve ระหว่าง pH กับ ปริมาตร

63

การไทเทรตระหว่างกรดแก่-เบสแก่

(1.0M HCl 25 mL+ 1.0 M NaOH) ณ จุดสมมูล pH =7



pH range 5-9

• Phenol red

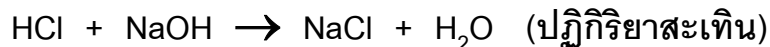
6.8-8.4

(yellow- red)

• Bromthymol

blue 6.0-7.6

(yellow – blue)



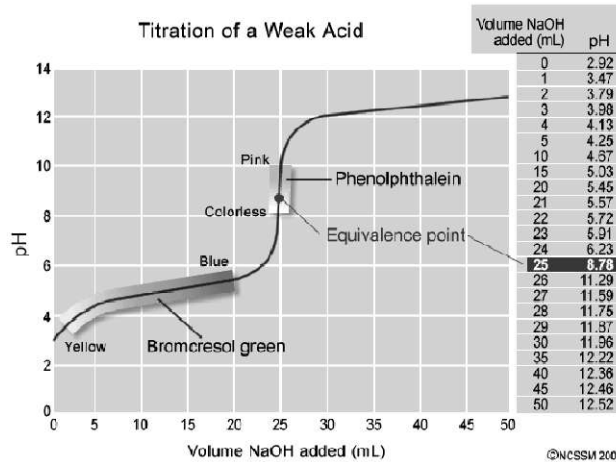
การไทเทรตระหว่างกรดอ่อน-เบสแก่

0.1 M CH₃COOH 25 mL + 0.1 M NaOH ณ จุดสมมูล

pH = 9

pH range 8-10

Phenolphthalein
8.3-10.0
(no color – pink)

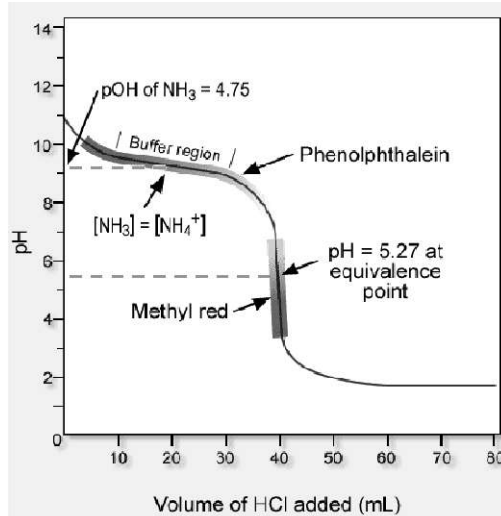


การไทเทรตระหว่างกรดแก่-เบสอ่อน

1.0 M NH₃ 40 mL + 1.0 M HCl ณ จุดสมมูล pH ≈ 5

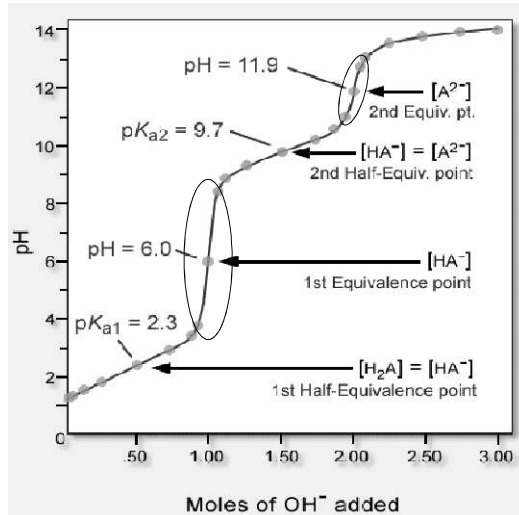
pH range 4-7

- Methyl red
4.2-6.3
red-yellow
- Bromocresol
green 3.8-5.4
yellow-blue



การไทเทรตกรดโพลีโปรติก-เบสแก่

กรดแตกตัวได้มากกว่า 1 ครั้ง เช่น $H_2A + NaOH$



จุดสมมูลที่ 1

pH = 6.0

จุดสมมูลที่ 2

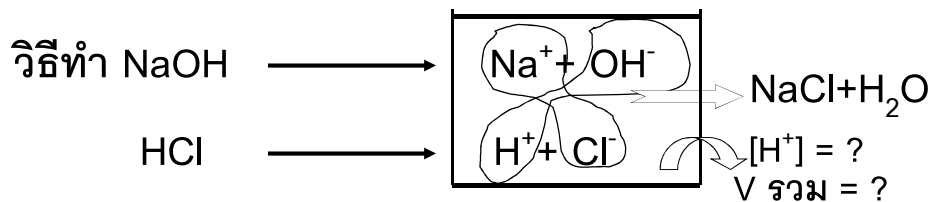
pH = 11.9

67

การคำนวณ pH ในการไทเทรต

ตัวอย่าง จงคำนวณ pH ของสารละลาย เมื่อหยด

0.10 M NaOH 49 mL ลงใน 0.1 M HCl 50 mL



0.1 M NaOH 49 mL มี NaOH = $\frac{0.1 \times 49}{1000} = 0.0049$ mol

0.1 M HCl 50 mL มี HCl = $\frac{0.1 \times 50}{1000} = 0.005$ mol

68

$$\begin{aligned} \text{เหลือ } H^+ \text{ ที่ไม่ได้ทำปฏิกิริยา} &= 0.005 - 0.0049 \\ &= 0.0001 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\text{ปริมาตรรวมของสสล.} = 49 + 50 = 99 \text{ mL}$$

$$[H^+] \text{ ที่มีในสสล.} = \frac{0.0001 \times 1000}{99} = 0.001 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [H^+] \\ &= -\log 0.001 = -\log 1 \times 10^{-3} \\ &= 3 \end{aligned}$$

69

การแยกสลายด้วยน้ำ (Hydrolysis)

- ไอออนของเกลือทำปฏิกิริยากับน้ำ
- ได้สารละลายที่มีความเป็น กรด, เบส หรือ กลาง

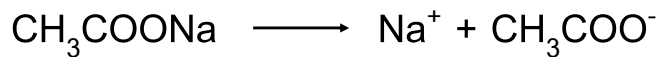
เกลือที่เกิด Hydrolysis ได้ คือ

- เกลือที่เกิดจากกรดอ่อน – เบสแก่ (CH_3COONa)
- เกลือที่เกิดจากกรดแก่ – เบสอ่อน (NH_4Cl)
- เกลือที่เกิดจากกรดอ่อน – เบสอ่อน ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$)

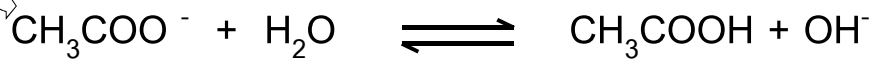
70

การแยกสลายด้วยน้ำ (Hydrolysis)

- เกลือของกรดอ่อน - เบสแก่ จะได้สารละลายเป็นเบส
CH₃COONa, KCN, NaF

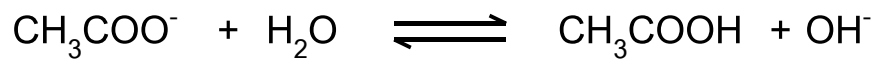


hydrolysis



ใน สลล. ปริมาณ OH⁻ > H⁺ ⇒ สลล. เป็นเบส

71



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

K_h = ค่าคงที่ไฮโดรไลซิส

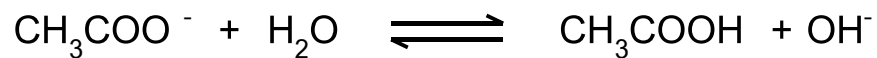
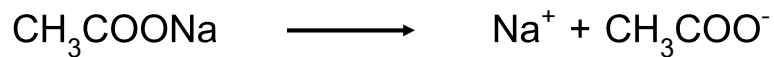
คูณด้วย [H₃O⁺] ทั้งเศษ และ ส่วน

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

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

72

การหา % hydrolysis



$$\% \text{ hydrolysis} = [\text{OH}^-] \times 100$$

73

สมดุลของเกลือที่ละลายน้ำได้น้อย

เช่น AgCl , BaSO_4 , Ag_2SO_4

AgCl ละลายในน้ำ



$$K = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl(s)}]}$$

$$K_{\text{sp}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

K_{sp} : ค่าคงที่ผลคูณการละลายได้

$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$: ผลคูณไอออน (ion product)

74

สมดุลของเกลือที่ละลายน้ำได้น้อย

ion product $< K_{sp}$ สามารถเกิดการละลายได้อีก

ion product $= K_{sp}$ สมดุล (สารละลายอิ่มตัว)

ion product $> K_{sp}$ เกิดตะกอนขึ้นในสารละลาย

ประโยชน์ของ K_{sp} ใช้ในการแยกไอออนออกจากกัน

สารมีค่า K_{sp} ต่ำ จะตกตะกอนได้ง่าย

สารมีค่า K_{sp} สูง จะละลายได้มาก หรือ
ตกตะกอนได้ยาก

75

$$K_{sp} \text{ BaSO}_4 = 1.1 \times 10^{-10}$$

$$K_{sp} \text{ CaSO}_4 = 1.1 \times 10^{-5}$$



CaSO_4 ละลายน้ำได้ $>$ BaSO_4

นั่นคือ ถ้าในสารละลายมี $[\text{Ba}^{2+}] = [\text{Ca}^{2+}]$ เมื่อเติม

SO_4^{2-} จะเกิดตะกอนของ BaSO_4 ก่อน และถ้าใช้

$[\text{SO}_4^{2-}]$ ที่เหมาะสมจะแยก BaSO_4 ได้หมด

76

AgCl มีค่า $K_{sp} = 2.8 \times 10^{-10}$ จงคำนวณหาค่าการละลาย
ของ AgCl



$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 2.8 \times 10^{-10}$$

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-]$$

$$[\text{Ag}^+]^2 = 2.8 \times 10^{-10}$$

$$[\text{Ag}^+] = (2.8 \times 10^{-10})^{1/2}$$

$$= 1.67 \times 10^{-5}$$

*** เกลือ AgCl ละลายได้ $1.67 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$

77

ผลของไอออนร่วม

(Common ion effect)

คือการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นเมื่อเติมไอออนที่มีอยู่ในระบบ
เช่น เติม NaCl ในสารละลายอิ่มตัว AgCl



$[\text{Cl}^-]$ เพิ่มขึ้น $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] > K_{sp}$ ไอออนร่วม

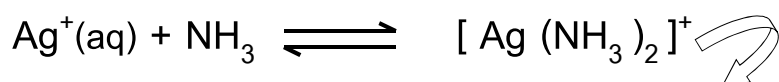
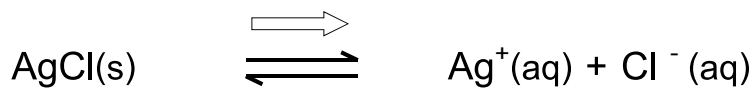
ทำให้สมดุลเลื่อนทางซ้าย

$[\text{Ag}^+]$ ลดลงจน $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = K_{sp}$

78

สมดุลของไอออนเชิงซ้อน (Complex ion equilibrium)

การเกิดไอออนเชิงซ้อนช่วยให้สารที่ละลายน้ำได้น้อยสามารถละลายได้ดีขึ้น เช่น เติม NH_3 ใน สารละลายอิ่มตัว AgCl



$[\text{Ag}^+]$ ลดลง สมดุลเลื่อนทางขวา Complex ion
 $\text{AgCl}_{(s)}$ ละลายมากขึ้น