

สมดุลไอออน Ion Equilibrium

ภาควิชาวิทยาศาสตร์กายภาพและวัสดุศาสตร์ (สาขาเคมี)
คณะศิลปศาสตร์และวิทยาศาสตร์
มหาวิทยาลัยเกษตรศาสตร์ วิทยาเขตกำแพงแสน

1

1

เนื้อหา

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

2

2

อิเล็กโทรไลต์ (Electrolyte)

คือ สารที่หลอมเหลวหรือละลายน้ำแล้ว แตกตัวเป็นไอออน จึงสามารถนำไฟฟ้าได้

1. strong electrolyte แตกตัวได้อย่างสมบูรณ์ในน้ำ เช่น HCl , HNO_3 , HClO_4 , NaOH , KOH , NH_4Cl , NaCl
2. weak electrolyte แตกตัวได้น้อยในน้ำ เช่น HNO_2 , HClO_2 , H_2SO_3 , CH_3COOH , NH_4OH , BaSO_4
3. non-electrolyte สารที่ไม่แตกตัวในน้ำ และไม่นำไฟฟ้า เช่น กลูโคส ซูโครส

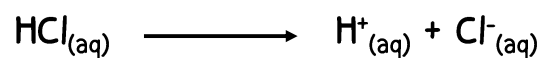
3

3

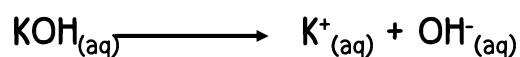
นิยามของกรด-เบส (Acid- Base)

1. Arrhenius

- กรด คือ สารที่ละลายน้ำแล้วให้ H^+



- เบส คือ สารที่ละลายน้ำแล้วให้ OH^-



- ข้อจำกัดของนิยาม

- สารต้องละลายน้ำได้เท่านั้น
- หากสารไม่มี H^+ หรือ OH^- ในโมเลกุล ไม่สามารถบอกได้ว่าเป็นกรด-เบส เช่น

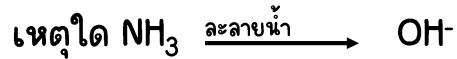
4

4

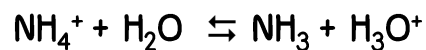
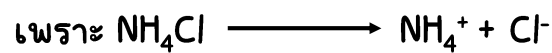
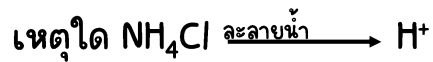
นิยามของกรด-เบส (Acid- Base)

1. Arrhenius

- ตัวอย่างที่เป็นข้อจำกัดของนิยาม



หรือ



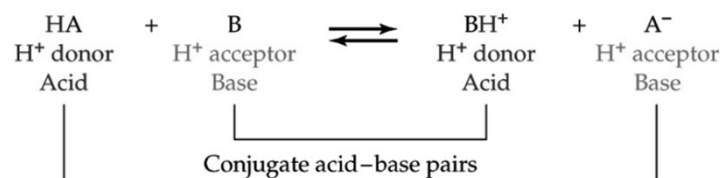
5

5

นิยามของกรด-เบส (Acid- Base)

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^+

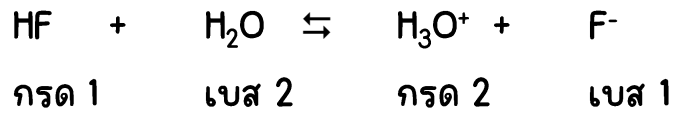
6

6

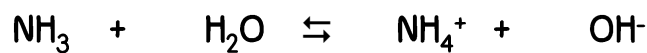
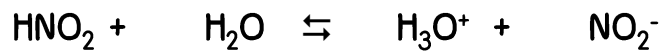
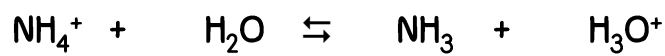
นิยามของกรด-เบส (Acid- Base)

2. Bronsted-Lowry

- ตัวอย่าง



- แบบทดสอบ จับคู่กรด-เบส



7

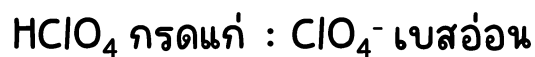
7

นิยามของกรด-เบส (Acid- Base)

2. Bronsted-Lowry

- ข้อสังเกต

- น้ำเป็นได้ทั้งกรดและเบส (amphoteric substance)
- ตัวอย่างสารอื่นที่เป็นได้ทั้งกรดและเบส เช่น NH_3 , HSO_4^- , HCO_3^-
- กรดและเบสอาจอยู่ในรูปโมเลกุลหรือไอออน
- กรดแก่ มี คู่เบสเป็นเบสอ่อน เช่น



- เบสแก่ มี คู่กรดเป็นกรดอ่อน เช่น



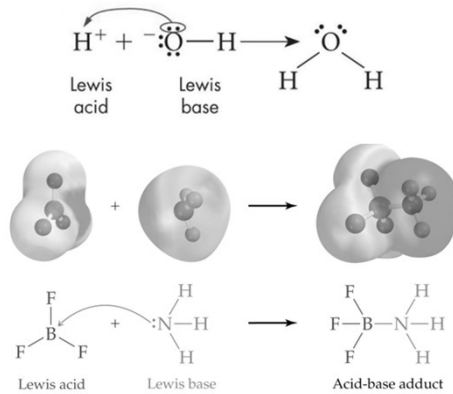
8

8

นิยามของกรด-เบส (Acid- Base)

3. Lewis acid

- กรด คือ สารที่สามารถรับคู่อิเล็กตรอน
- เบส คือ สารที่สามารถให้คู่อิเล็กตรอน



9

9

นิยามของกรด-เบส (Acid- Base)

3. Lewis acid

- สารที่เป็นกรดตาม Lewis (Lewis acid)
 1. แคตไอออน: Na^+ Be^{2+} Mg^{2+} Ag^+
 2. โมเลกุลที่อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนไม่ครบแปด: BF_3
 3. โมเลกุลที่อะตอมกลางมีพันธะคู่กับอะตอมปลายที่มีค่า EN สูงกว่า: SO_3

10

10

นิยามของกรด-เบส (Acid- Base)

3. Lewis acid

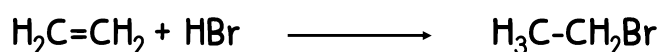
- สารที่เป็นเบสตาม Lewis (Lewis acid)

1. แอนไอออน : OH⁻

2. อะตอมกลางที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว



3. สาร hydrocarbon ที่มีพันธะคู่



11

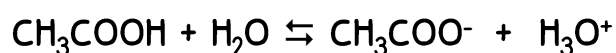
11

ความแรงของกรด-เบสตาม Bronsted-Lowry

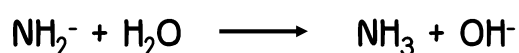
- กรดแตกตัวให้ H⁺ 100% เป็นกรดแก่



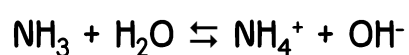
- กรดแตกตัวให้ H⁺ < 100% เป็นกรดอ่อน



- เบสรับ H⁺ ได้ 100% เป็นเบสแก่



- เบสรับ H⁺ ได้ < 100% เป็นเบสอ่อน

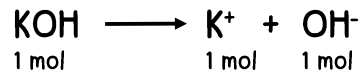


12

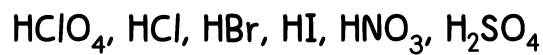
12

การแตกตัวของกรด-เบส

- กรดแก่-เบสแก่ แตกตัว 100 %



- กรดแก่ (Strong acids) เช่น



- เบสแก่ (Strong bases) เช่น

- Group 1A (hydroxides): NaOH, KOH, LiOH, etc.

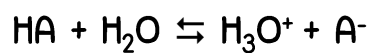
- Group 2A (hydroxides): $\text{Ca}(\text{OH})_2, \text{Mg}(\text{OH})_2, \text{Sr}(\text{OH})_2$, etc.

13

13

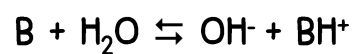
การแตกตัวของกรดอ่อน-เบสอ่อน

- กรดอ่อน-เบสอ่อน แตกตัว < 100 % (เป็นปฏิกิริยาผันกลับ)



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

K_a คือ ค่าคงที่การแตกตัวของ
กรดอ่อน



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

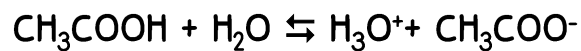
K_b คือ ค่าคงที่การแตกตัวของ
เบสอ่อน

14

14

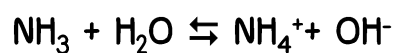
การแตกตัวของกรดอ่อน-เบสอ่อน

- ตัวอย่าง การแตกตัวของกรดอะซิติก (CH_3COOH)



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

- ตัวอย่าง การแตกตัวของเบสแอมโมเนีย (NH_3)



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

15

15

การบอกความสามารถในการแตกตัว

1. ระดับขั้นการแตกตัว (α) และร้อยละการแตกตัว ($\% \alpha$)

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

$$\% \alpha = \alpha \times 100$$

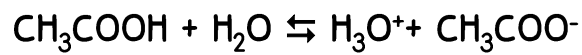
2. ค่าคงที่การแตกตัว K_a หรือ K_b

16

16

การบอกความสามารถในการแตกตัว

ตัวอย่าง ระดับขั้นการแตกตัว (α) และร้อยละการแตกตัว ($\% \alpha$) ของกรดอะซิติก (CH_3COOH)



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

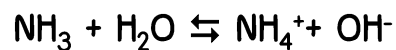
$$\% \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times 100}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

17

17

การบอกความสามารถในการแตกตัว

ตัวอย่าง ระดับขั้นการแตกตัว (α) และร้อยละการแตกตัว ($\% \alpha$) ของสารละลายแอมโมเนีย (NH_3)



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

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

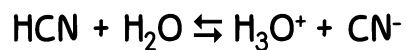
18

18

การบอกความสามารถในการแตกตัว

ตัวอย่าง สารละลายกรด HCN 0.02 M แตกตัวให้ $[H_3O^+]$ 1.2×10^{-5} M จงหา %การแตกตัว

วิธีทำ



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

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

19

19

การบอกความสามารถในการแตกตัว

ตัวอย่าง สารละลายกรด HCN 0.2 M แตกตัวให้ $[H_3O^+]$ เท่ากับ 4.0×10^{-3} M จงหาค่า K_a

วิธีทำ $HCN + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CN^-$

	[HCN]	[H ₃ O ⁺]	[CN ⁻]
เริ่มต้น	0.2	0	0
ที่สมดุล	$0.2 - 4.0 \times 10^{-3}$	4.0×10^{-3}	4.0×10^{-3}

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN]} = \frac{(4.0 \times 10^{-3})(4.0 \times 10^{-3})}{(0.2 - 4.0 \times 10^{-3})} = 8.16 \times 10^{-5}$$

20

20

การคำนวณหา $[H^+]$ ของกรดอ่อนเมื่อทราบ K_a

ตัวอย่าง จงหา $[H^+]$ ในสารละลาย CH_3COOH เข้มข้น 1.0 mol dm^{-3} ที่ $25^\circ C$ $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

วิธีทำ $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$

	$[CH_3COOH]$	$[H_3O^+]$	$[CH_3COO^-]$
เริ่มต้น	1.0	0	0
ที่สมดุล	$1.0 - x$	x	x

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \quad \left| \quad 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{(1.0 - x)} \right.$$

21

21

การคำนวณหา $[H^+]$ ของกรดอ่อนเมื่อทราบ K_a

ตัวอย่าง จงหา $[H^+]$ ในสารละลาย CH_3COOH เข้มข้น 1.0 mol dm^{-3} ที่ $25^\circ C$ $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

วิธีทำ

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

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

$$[H^+] = x = 4.2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

สูตรการหา x ของสมการ

$$ax^2 + bx + c = 0$$

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

แทนค่า

$$a = 1,$$

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

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

22

22

การคำนวณหา $[H^+]$ ของกรดอ่อนเมื่อทราบ K_a

ตัวอย่าง จงหา $[H^+]$ ในสารละลาย CH_3COOH เข้มข้น 1.0 M ที่ $25^\circ C$ $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

หมายเหตุ ถ้าสารมีการแตกตัว $< 5\%$ เมื่อเทียบกับความเข้มข้นเริ่มต้น ($[HA]/K_a > 1000$) ให้ตัดปริมาณการแตกตัว (x) จาก HA ได้

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

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

$$[HA]/K_a = 1.0/(1.8 \times 10^{-5}) > 1000$$

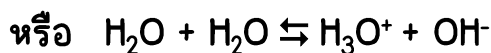
$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{(1.0)}$$

$$[H^+] = x = 4.2 \times 10^{-3}\text{ M}$$

23

23

การแตกตัวของน้ำ (hydrolysis)



$$K = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O][H_2O]}$$

$$[H_2O] = \text{คงที่}$$

$$K [H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-]$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

K_w เรียก ค่าคงที่ผลคูณไอออนของน้ำ

24

24

การแตกตัวของน้ำ (hydrolysis)

ที่ 25°C $[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} M$ (เป็นกลาง)

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = (1.0 \times 10^{-7})^2 M^2 = 1.0 \times 10^{-14} M^2$$

สารละลายกรด: $[H_3O^+] > 10^{-7} M$; $[OH^-] < 10^{-7} M$

สารละลายเบส: $[H_3O^+] < 10^{-7} M$; $[OH^-] > 10^{-7} M$

25

25

มาตราส่วน pH และ pOH

$$pH = -\log [H_3O^+] \quad \Rightarrow \quad [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

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

น้ำที่ 25°C $[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} M$ (เป็นกลาง)

$$pH = -\log [1.0 \times 10^{-7}] = 7$$

$$pOH = -\log [1.0 \times 10^{-7}] = 7$$

สารละลายกรด: $[H_3O^+] > 10^{-7} M$ หรือ $pH < 7$

สารละลายเบส: $[H_3O^+] < 10^{-7} M$ หรือ $pH > 7$

26

26

ความสัมพันธ์ของ pH และ pOH

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

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

$$\text{pH} = -\log \left(\frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]} \right)$$

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

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

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

27

27

การคำนวณหา pH

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

จงคำนวณ pH ของสารละลาย

วิธีทำ

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

$$= -\log (1.3 \times 10^{-4})$$

$$= -\log 1.3 + 4 \log 10$$

$$= -\log 1.3 + 4$$

$$= -0.11 + 4$$

$$= 3.89$$

28

28

แบบฝึกหัด

1. จงหา $[H_3O^+]$ ของสารละลายที่มี $pH = 4.4$
($\text{antilog } 0.6 = 4$ $\text{antilog } 0.4 = 2.5$)
2. จงคำนวณ $[H_3O^+]$ และ $[OH^-]$ ของสารละลายที่มี
 $pH = 4.5$ ($\text{antilog } 0.5 = 3.2$)
3. จงหา pH ของสารละลาย 0.01 M NaOH
4. จงหา pH ของสารละลาย 0.001 M HCl
5. จงหา pH ของสารละลาย $0.2 \text{ M CH}_3\text{COOH}$ $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$
6. จงหา pH ของสารละลาย $0.2 \text{ M NH}_4\text{OH}$ $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

29

29

สารละลายบัฟเฟอร์ (Buffer solution)

- สารละลายที่ pH ไม่เปลี่ยนแปลงเมื่อเติมกรดแก่ หรือเบสแก่
ลงไปเล็กน้อย หรือเจือจาง
- สารละลายบัฟเฟอร์เตรียมได้จาก
 - กรดอ่อน และ เกลือของกรดอ่อนนั้น เช่น
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}, \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaH}_2\text{PO}_4$
 - เบสอ่อน และ เกลือของเบสอ่อนนั้น เช่น
 $\text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$

30

30

สารละลายบัฟเฟอร์กรด

กรดอ่อน (HA) + เกลือของกรดอ่อน (MA)

HA >>> A⁻

A⁻ <<< HA

- กรดอ่อน: $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$
 - ที่สมดุล: $[HA] \gg [A^-]$ ดังนั้น $[HA] \approx [HA]_0$
- เกลือของกรดอ่อน: $NaA \rightarrow Na^+ + A^-$

$$A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$$
 - ที่สมดุล: $[A^-] \gg [HA]$ ดังนั้น $[A^-] \approx [A^-]_0 = [NaA]_0$
- ดังนั้น $K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$

← ความเข้มข้นเริ่มต้นของเกลือ NaA, $[NaA]_0$

← ความเข้มข้นเริ่มต้นของกรด HA, $[HA]_0$

31

31

สารละลายบัฟเฟอร์กรด

กรดอ่อน (HA) + เกลือของกรดอ่อน (NaA)

HA >>> A⁻

A⁻ <<< HA

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_a [HA]}{[A^-]}$$

$$-\log [H_3O^+] = -\log K_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

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

32

32

สารละลายบัฟเฟอร์เบส

เบสอ่อน (B) + เกลือของเบสอ่อน (BHCl)

B >>> BH⁺

BH⁺ <<< B

- เบสอ่อน: $B + H_2O \rightleftharpoons OH^- + BH^+$
 - ที่สมดุล: $[B] \gg [BH^+]$ ดังนั้น $[B] \approx [B]_0$
- เกลือของเบสอ่อน: $BHCl \rightarrow BH^+ + Cl^-$

$$BH^+ + H_2O \rightleftharpoons B + H_3O^+$$
 - ที่สมดุล: $[BH^+] \gg [B]$ ดังนั้น $[BH^+] \approx [BH^+]_0 = [BHCl]_0$
- ดังนั้น $K_b = \frac{[OH^-][BH^+]}{[B]}$
 - ← ความเข้มข้นเริ่มต้นของเกลือ BHCl, $[BHCl]_0$
 - ← ความเข้มข้นเริ่มต้นของกรด HA, $[HA]_0$

33

33

สารละลายบัฟเฟอร์เบส

เบสอ่อน (B) + เกลือของเบสอ่อน (BHCl)

B >>> BH⁺

BH⁺ <<< B

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

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

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

$$pOH = pK_b - \log \frac{[B]}{[BH^+]}$$

34

34

การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์

- สารละลายบัฟเฟอร์กรด: เลือกกรดที่ pK_a ใกล้เคียงกับ pH ที่ต้องการ (pH อยู่ในช่วง $pK_a \pm 1$)
- จากสูตร
$$pH = pK_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$
- แสดงว่า
$$\frac{[HA]}{[A^-]} = 10^{-1} \text{ ถึง } 10$$

35

35

การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์

- สารละลายบัฟเฟอร์เบส: เลือกเบสที่ pK_b ใกล้เคียงกับ pOH ที่ต้องการ (pOH อยู่ในช่วง $pK_b \pm 1$)
- จากสูตร
$$pOH = pK_b - \log \frac{[B]}{[BH^+]}$$
- แสดงว่า
$$\frac{[B]}{[BH^+]} = 10^{-1} \text{ ถึง } 10$$

36

36

การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์

ตัวอย่าง ถ้าต้องการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์จากกรดอ่อนโดยให้สารละลายมี $[H_3O^+] = 3.3 \times 10^{-2} M$

1. ควรเลือกกรดชนิดใด H_3PO_4 ($K_a = 7.5 \times 10^{-3}$) หรือ HSO_4^- ($K_a = 1.2 \times 10^{-2}$)
2. อัตราส่วนกรดต่อเกลือเป็นเท่าใด

วิธีคิด: 1. ควรเลือกกรดชนิดใด

$$pH_{\text{บัฟเฟอร์}} = -\log(3.3 \times 10^{-2}) \approx 2.XX =$$

$$pK_a(HNO_2) = -\log(7.5 \times 10^{-3}) \approx 3.XX$$

$$pK_a(HSO_4^-) = -\log(1.2 \times 10^{-2}) \approx 2.XX$$

∴ ควรเลือก HSO_4^- เพราะ pK_a ใกล้เคียง $pH_{\text{บัฟเฟอร์}}$

37

37

การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์

ตัวอย่าง ถ้าต้องการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์จากกรดอ่อนโดยให้สารละลายมี $[H_3O^+] = 3.3 \times 10^{-2} M$

1. ควรเลือกกรดชนิดใด H_3PO_4 ($K_a = 7.5 \times 10^{-3}$) หรือ HSO_4^- ($K_a = 1.2 \times 10^{-2}$)
2. อัตราส่วนกรดต่อเกลือเป็นเท่าใด

วิธีคิด: อัตราส่วนกรดต่อเกลือ

$$K_a = \frac{[H_3O^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$$

$$\frac{[HSO_4^-]}{[SO_4^{2-}]} = \frac{[H_3O^+]}{K_a} = \frac{3.3 \times 10^{-2}}{1.2 \times 10^{-2}} = \frac{2.7}{1}$$

38

38

การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์

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

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

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

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

39

39

การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์

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

วิธีทำ

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

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \text{anti}(-0.95) = 10^{-0.95}$$

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

$$= 0.11$$

40

40

การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์

ตัวอย่าง จงคำนวณ pH ของบัฟเฟอร์ 0.4 M CH_3COOH + 0.4 M CH_3COONa ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$)

วิธีทำ

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

$$\text{pH} = -\log(1.8 \times 10^{-5}) - \log \frac{(0.4)}{(0.4)}$$

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

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

$$= -0.25 + 5 = 4.75 \#$$

41

41

การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์

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

วิธีทำ

จำนวนโมลของ NH_3 ใน 0.1 M NH_3 400 mL:

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{0.1 \text{ mol} \times 400 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0.04 \text{ mol}$$

จำนวนโมลของ NH_4NO_3 ใน 0.2 M NH_4NO_3 400 mL:

$$n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = \frac{0.2 \text{ mol} \times 400 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0.08 \text{ mol}$$

42

42

การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์

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

วิธีทำ

ปริมาตรรวมของสารละลาย = 400 mL + 400 mL = 800 mL

ความเข้มข้นของสารละลายในปริมาตรรวม:

$$[\text{NH}_3] = \frac{0.04 \text{ mol}}{800 \text{ mL}} = 0.05 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4\text{NO}_3] = \frac{0.08 \text{ mol}}{800 \text{ mL}} = 0.10 \text{ M}$$

43

43

การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์

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

วิธีทำ

$$\text{pOH} = \text{p}K_b - \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4\text{NO}_3]}$$

$$\text{pOH} = -\log(1.8\times 10^{-5}) - \log \frac{0.05}{0.10}$$

$$\text{pOH} = 5.05$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5.05 = 8.95 \#$$

44

44

อินดิเคเตอร์ (Indicator)

- อินดิเคเตอร์คือสารอินทรีย์ที่เป็นกรดอ่อนหรือเบสอ่อน สามารถเปลี่ยนสีได้ เมื่อ pH ของสารละลายเปลี่ยน
- พิจารณาสมดุลของอินดิเคเตอร์: $\text{HIn} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{In}^-$

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

- พบว่า $[\text{H}^+]$ หรือ pH มีผลต่อ สัดส่วน $[\text{In}^-]/[\text{HIn}]$
 - ถ้า $[\text{H}^+]$ สูง (pH ต่ำ): $[\text{In}^-]/[\text{HIn}]$ ต่ำ สารละลายปรากฏสีค่อนข้างไปทางสีแดง
 - ถ้า $[\text{H}^+]$ ต่ำ (pH สูง): $[\text{In}^-]/[\text{HIn}]$ สูง สารละลายปรากฏสีค่อนข้างไปทางสีน้ำเงิน

45

45

อินดิเคเตอร์ (Indicator)

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

46

46

การไทเทรต (Titrimetric Analysis)

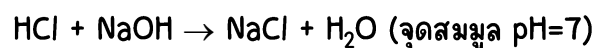
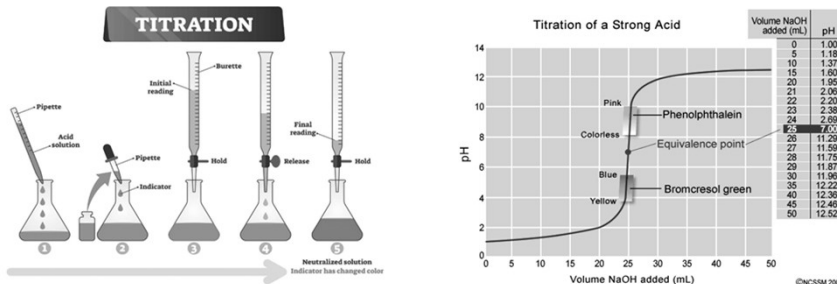
- การไทเทรตเป็นการวิเคราะห์หาปริมาณ (หรือความเข้มข้น) ของสารละลายโดยนำสารละลายที่ต้องการวิเคราะห์มาทำปฏิกิริยากับสารที่ทราบความเข้มข้นที่แน่นอนทีละน้อยกระทั่งปฏิกิริยาถึงจุดสมมูล
 - สารที่ทราบความเข้มข้นที่แน่นอน เรียกว่า สารละลายมาตรฐาน (standard solution)
 - จุดสมมูล จุดที่ปริมาณสารละลายมาตรฐานที่เติมลงไปแล้วสารที่ต้องการวิเคราะห์หมดลงพอดี (สะเทิน)

47

47

การไทเทรตระหว่างกรด-เบส

- การหาจุดสมมูลของปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส
 - การสร้าง titration curve ระหว่าง pH vs. ปริมาตรสารละลายมาตรฐาน (ค่า pH วัดด้วย pH meter)
 - หรือสังเกตจุดยุติ: จุดที่สารละลายอินดิเคเตอร์เปลี่ยนสี (เลือกอินดิเคเตอร์เหมาะสม จุดยุติ \cong จุดสมมูล)



48

48

การไทเทรตระหว่างกรด-เบส

ตัวอย่าง จงคำนวณ pH ของสารละลายกรด 50 mL เมื่อสีของอินดิเคเตอร์เปลี่ยนหลังจากเติม 0.10 M NaOH ลงไป 49 mL

วิธีทำ $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

$$\begin{aligned}n_{\text{HCl}} &= n_{\text{NaOH}} \\ \frac{n_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}}{V_{\text{HCl}}} &= \frac{n_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{NaOH}}} \\ C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} &= C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \\ C_{\text{HCl}} &= \frac{C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HCl}}}\end{aligned}$$

$$C_{\text{HCl}} = \frac{(0.10\text{M}) \cdot (49 \text{ mL})}{(50 \text{ mL})}$$

$$C_{\text{HCl}} = 0.098 \text{ M}$$

HCl เป็นกรดแก่: $[\text{HCl}] = [\text{H}^+]$

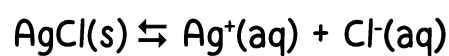
$$\text{pH} = -\log(0.098) = 1.01 \#$$

49

49

สมดุลของเกลือที่ละลายน้ำได้น้อย

- เช่น AgCl , BaSO_4 , Ag_2SO_4
- พิจารณาสมดุลการละลายน้ำของ AgCl



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

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

เรียก K_{sp} ว่า ค่าคงที่ผลคูณการละลายได้

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

50

50

สมดุลของเกลือที่ละลายน้ำได้น้อย

- ถ้า
 - ion product $< K_{sp}$: สามารถเกิดการละลายได้อีก
 - ion product $= K_{sp}$: สมดุล (สารละลายอิ่มตัว)
 - ion product $> K_{sp}$: เกิดตะกอนขึ้นในสารละลาย
- ประโยชน์ของ K_{sp} ใช้ในการแยกไอออนออกจากกัน
 - สารมีค่า K_{sp} ต่ำ: ตกตะกอนได้ง่าย
 - สารมีค่า K_{sp} สูง: ละลายได้มาก หรือตกตะกอนได้ยาก
 - เช่น $K_{sp}(\text{BaSO}_4) = 1.1 \times 10^{-10}$ และ $K_{sp}(\text{CaSO}_4) = 1.1 \times 10^{-5}$ แสดงว่า CaSO_4 ละลายน้ำได้มากกว่า 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

51

51

สมดุลของเกลือที่ละลายน้ำได้น้อย

ตัวอย่าง AgCl มีค่า $K_{sp} = 2.8 \times 10^{-10}$ จงคำนวณหาค่าการละลายของ AgCl

วิธีทำ $\text{AgCl} (s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$

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

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

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

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

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

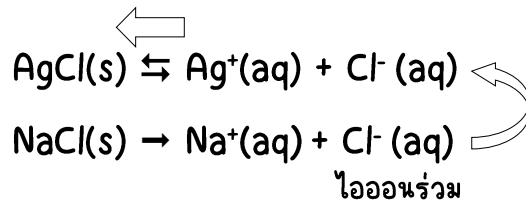
ดังนั้น เกลือ AgCl ละลายได้ $1.67 \times 10^{-5} \text{ M}$ #

52

52

ผลของไอออนร่วม (Common ion effect)

- คือการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นเมื่อเติมไอออนที่มีอยู่ในระบบ เช่น เติม NaCl ในสารละลายอิ่มตัว AgCl



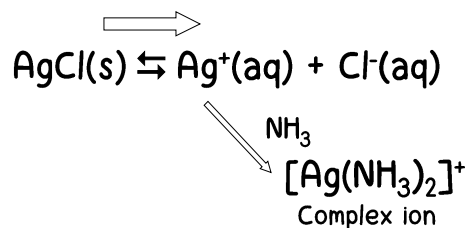
- การเติม NaCl ลงในสารละลายอิ่มตัว AgCl ทำให้ $[\text{Cl}^-]$ เพิ่มขึ้น และ $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] > K_{sp}$
- สมดุลเลื่อนไปทางซ้าย เกิดตะกอน AgCl มากขึ้น เพื่อลด $[\text{Ag}^+]$ และ $[\text{Cl}^-]$ กระทั่ง $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = K_{sp}$

53

53

สมดุลของไอออนเชิงซ้อน (Complex ion equilibrium)

- การเกิดไอออนเชิงซ้อนช่วยให้สารที่ละลายน้ำได้น้อยสามารถละลายได้ดีขึ้น เช่น เติม NH_3 ในสารละลายอิ่มตัว AgCl



- การเติม NH_3 ลงในสารละลายอิ่มตัว AgCl ทำให้ Ag^+ รวมกับ NH_3 เป็นไอออนเชิงซ้อน ทำให้ $[\text{Ag}^+]$ ลดลง และ $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] < K_{sp}$
- สมดุลเลื่อนไปทางขวา AgCl ละลายมากขึ้น เพื่อเพิ่ม $[\text{Ag}^+]$ และ $[\text{Cl}^-]$ กระทั่ง $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = K_{sp}$

54

54