



กรด-เบส

Acids and Bases

รายวิชา ว30223 (เคมี3)

โดย นางสาว เมทาวีร์ กองเรืองกิจ

Outline

- 🍊 ทฤษฎีกรด-เบส
- 🍊 คู่กรด-เบส
- 🍊 การแตกตัวของกรด เบส และน้ำ
- 🍊 pH และ pOH ของสารละลาย
- 🍊 ปฏิกิริยาเคมีระหว่างกรดและเบส
- 🍊 การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์
- 🍊 การไทเทรตและการคำนวณ pH ในการไทเทรตกรด-เบส
- 🍊 กรด-เบสในชีวิตประจำวันและในสิ่งมีชีวิต

ทฤษฎีกรด-เบส

1. ทฤษฎีกรด-เบสของอาร์เรเนียส (Arrhenius)
2. ทฤษฎีกรด-เบสของเบรินสเตด-ลาวรี (Bronsted - Lawry)
3. ทฤษฎีกรด-เบสของลิวอิส (Lewis)

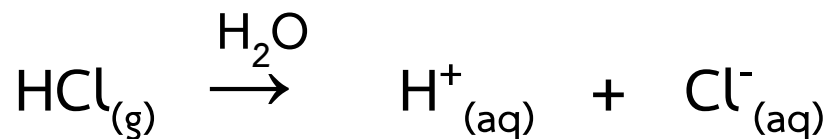


ทฤษฎีกรด-เบส

1. ทฤษฎีกรด-เบสของอาร์เรเนียส (Arrhenius)

Acid : สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ H^+

เช่น HCl , HNO_3 , H_2SO_4



Base : สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ OH^-

เช่น NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$



ข้อจำกัด

1. ต้องละลายน้ำ
2. ในสารต้องมี H^+ หรือ OH^- อยู่ในโมเลกุล
3. สารบางตัว เช่น NH_3 อธิบายไม่ได้ว่าทำไมจึงได้เบสไม่ใช่กรด



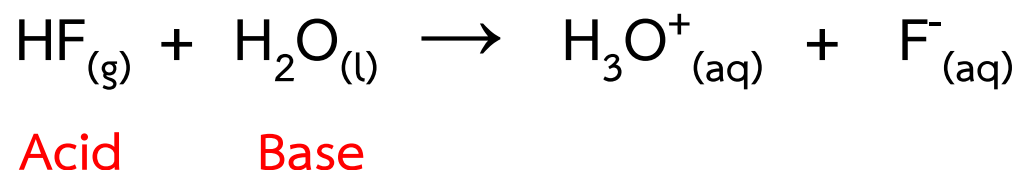
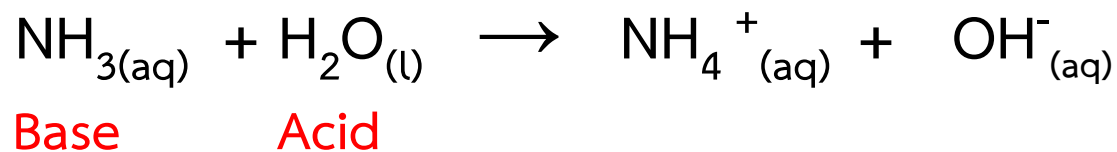
ทฤษฎีกรด-เบส

2. ทฤษฎีกรด-เบสของเบรินสเตด-ลาวรี (Bronsted - Lawry)

Acid : สารที่ให้ H^+ แก่สารอื่น

Base : สารที่รับ H^+ จากสารอื่น

- Protolysis => การเคลื่อนย้ายโปรตอนจากกรด-เบส



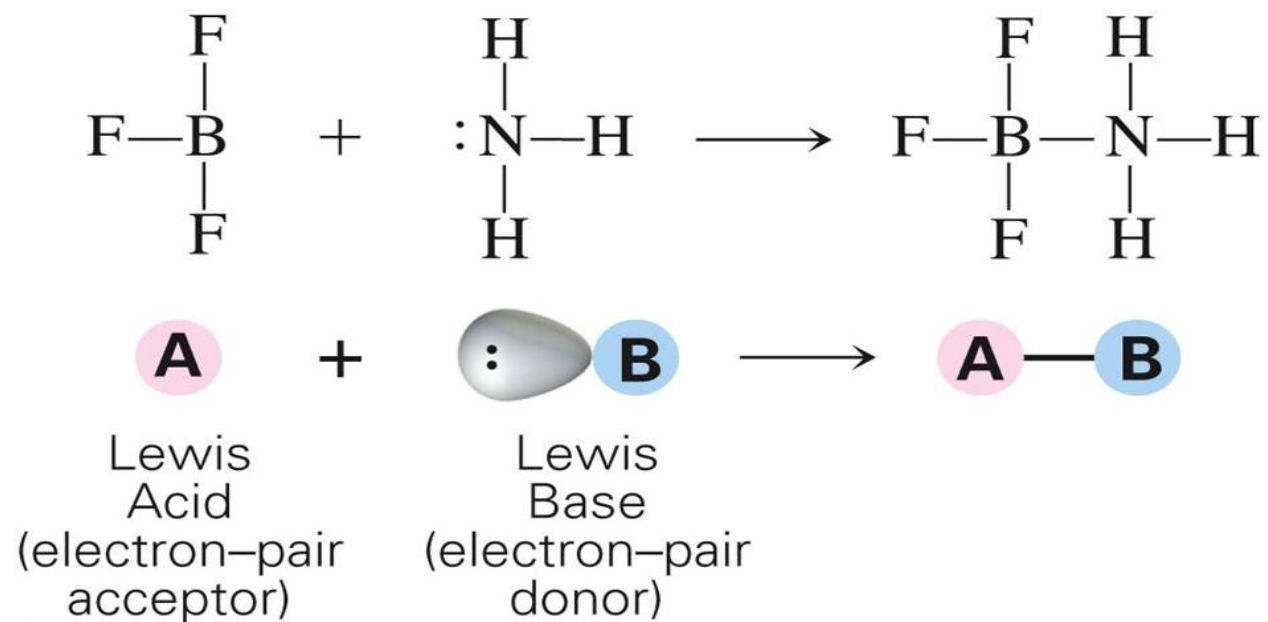
H_2O เป็นได้ทั้งกรดและเบส มีหน้าที่ให้และรับโปรตอน ดังนั้นจึงเป็น แอมโฟเทอริก (Amphoteric)

ทฤษฎีกรด-เบส

3. ทฤษฎีกรด-เบสของลิวอิส (Lewis)

Acid : สารที่ รับ e^- คู่โดดเดี่ยว จากสารอื่น

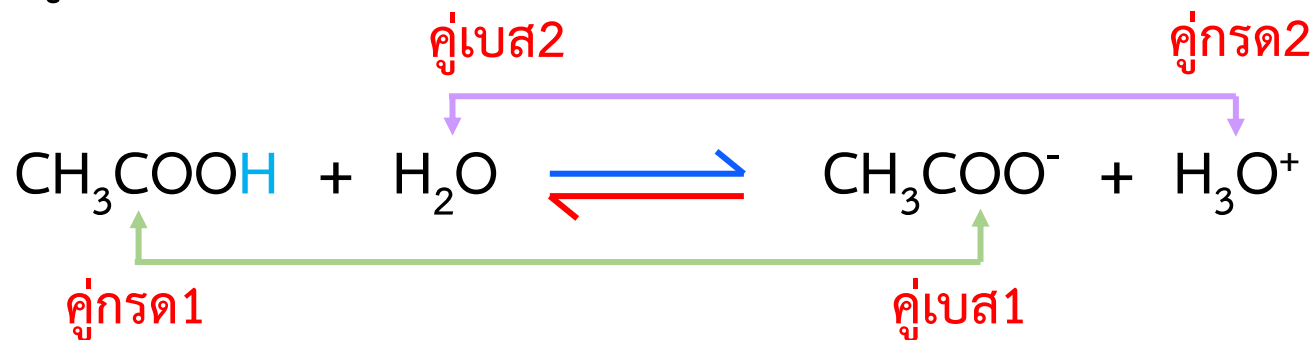
Base : สารที่ ให้ e^- คู่โดดเดี่ยว แก่สารอื่น



🍋 คู่กรด-เบส (Conjugate acids and bases)

1. ต้องมี H^+ ต่างกันเพียง 1 ตัวเท่านั้น
 - สารที่มี $H^+ > 1$ ตัว = คู่กรด
 - สารที่มี $H^+ < 1$ ตัว = คู่เบส
2. ในขณะที่ธาตุอื่น ต้องเท่ากัน และเหมือนกันทั้ง 2 สาร
3. การกำหนดเลขคู่กรด-เบส
 - คู่ที่ 1 ต้องมีกรดอยู่ด้านสารตั้งต้น (เพราะเกิดก่อน)
 - คู่ที่ 2 ต้องมีกรดอยู่ด้านผลิตภัณฑ์ (เพราะเกิดทีหลัง)

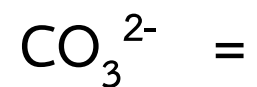
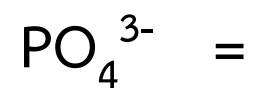
ดังนั้นในสมการหนึ่งๆ สารใดจะทำหน้าที่เป็นกรดหรือเบส วิธีคิดให้จับคู่กรด-เบสกัน



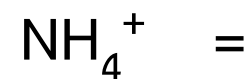
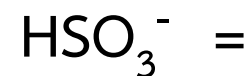
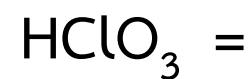


Let's Do it!

จงบอกคู่กรดของสารต่อไปนี้



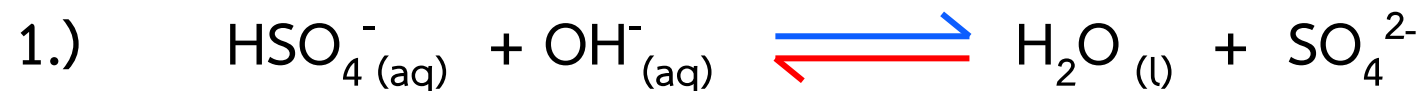
จงบอกคู่เบสของสารต่อไปนี้





Let's Do it!

จากปฏิกิริยาต่อไปนี้จงระบุคู่กรด-เบส



การแตกตัวของกรด เบส และน้ำ

ความแรงของกรด – เบส

ความแรงเป็นค่าที่ปริมาณการแตกตัวเป็นไอออนของสารว่าเป็นชนิดแก่หรืออ่อน สามารถดูได้จาก ค่าคงที่การแตกตัวของกรด(K_a) และค่าคงที่การแตกตัวของเบส(K_b)

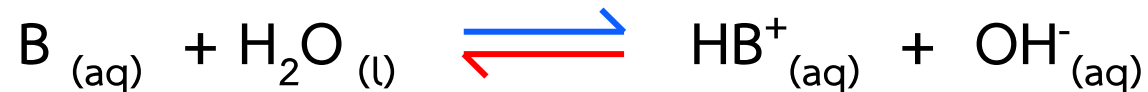


$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

เช่น กรด HX มีค่า $K_a = 1.0 \times 10^{-2}$

กรด HY มีค่า $K_a = 1.0 \times 10^{-5}$

∴ กรด HX มีความแรงมากกว่ากรด HY



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

เช่น เบส AOH มีค่า $K_b = 1.0 \times 10^{-3}$

เบส BOH มีค่า $K_b = 1.0 \times 10^{-6}$

∴ เบส AOH มีความแรงมากกว่าเบส BOH

การแตกตัวของกรด เบส และน้ำ

 กรดแก่ (Strong acid) => กรดที่แตกตัวเป็น H^+ ได้ 100% จึงทำให้มีค่า K_a สูง และส่งผลทำให้หลอดไฟฟ้าสว่างจ้า ปัจจุบันมีกรดแก่อยู่ 6 ชนิด คือ

$HClO_4$ = กรดเปอร์คลอริก

HI = กรดไฮโดรไอออไดค

HBr = กรดไฮโดรโบรมิก

HCl = กรดไฮโดรคลอริก

HNO_3 = กรดไนตริก

H_2SO_4 = กรดซัลฟิวริก

K สูง มาก



K สูง น้อย

 กรดอ่อน (Weak acid) => สารที่แตกตัวเป็น H^+ ได้น้อย จึงทำให้มีค่า K_a และส่งผลทำให้หลอดไฟติดหรี่ๆ ได้แก่กรดใดๆที่ไม่ใช่กรดแก่ 6 ชนิดข้างต้น เช่น HF , HCN , $HClO$, H_2S , H_3PO_4 , CH_3COOH ,...

การแตกตัวของกรด เบส และน้ำ

การจำแนกกรดตามเกณฑ์อื่นได้อีก 2 เกณฑ์ ดังนี้

1. จำแนกตามจำนวนธาตุ

1. กรดไฮโดร (HX) เมื่อ X = ฮาโลเจน เช่น HF, HCl, HBr, HI, HCN, H₂S,...
2. กรดออกซี หรือ กรดออกโซ (HXO) เช่น HClO, HClO₂, HClO₃, H₂CO₃, HNO₃, H₂SO₄, H₃PO₄,...

2. จำแนกตามจำนวนโปรตอน (H⁺)

1. Monoprotic : กรดที่มี H⁺ 1 ตัว เช่น HF, HCl, HClO, HClO₂, HNO₃, ...
2. Polyprotic : กรดที่มี H⁺ มากกว่า 1 ตัว เช่น H₂CO₃, H₂SO₄, H₃PO₄, ...

การแตกตัวของกรด เบส และน้ำ

 เบสแก่ (Strong base) => เบสที่แตกตัวเป็น OH^- ได้ 100% จึงทำให้มีค่า K_b สูง และส่งผลทำให้หลอดไฟฟ้าสว่างจ้า ได้แก่ ไฮดรอกไซด์โลหะหมู่ IA, IIA

 ไฮดรอกไซด์หมู่ IA : LiOH , NaOH , KOH , ...

 ไฮดรอกไซด์หมู่ IIA : Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2 , ... ***ยกเว้น Be, Mg

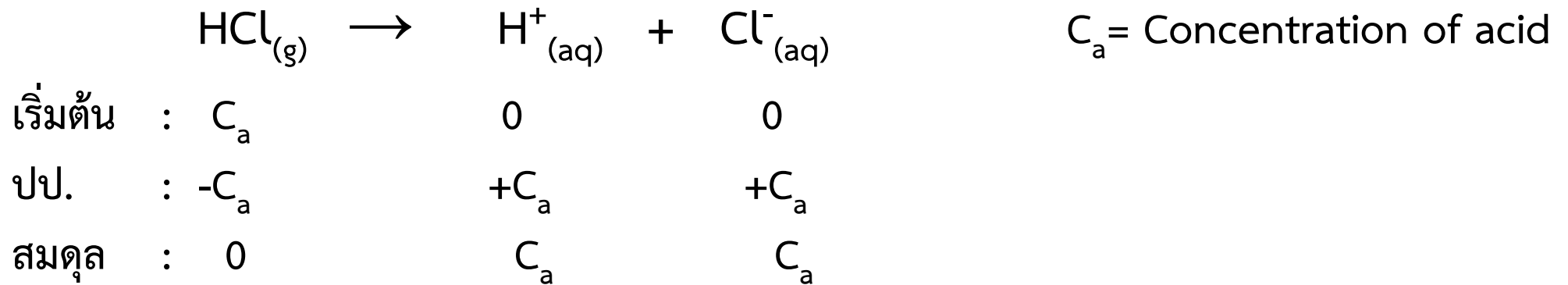
 เบสอ่อน (Weak base) => เบสที่แตกตัวเป็น OH^- ได้น้อย จึงทำให้มีค่า K_b ต่ำ และส่งผลทำให้หลอดไฟฟ้าติดหรี่ๆ ได้แก่ เบสใดๆที่ไม่ใช่ไฮดรอกไซด์หมู่ IA, IIA (พวก transition) เช่น Fe(OH)_2 , Cr(OH)_2 , Mn(OH)_2 , ...

การแตกตัวของกรด เบส และน้ำ

1. การคำนวณหา $[H^+]$ ของกรดและ $[OH^-]$ ของเบส

1. การแตกตัวของกรดแก่-เบสแก่ => กรดแก่แตกตัวได้เกือบ 100% จะใช้ “ $\rightarrow$ ” แทนการแตกตัว

- กรดแก่ (6 ชนิด : $HClO_4$, HI , HBr , HCl , HNO_3 , H_2SO_4)



$$[H^+] = C_a$$

สูตรสำหรับกรดแก่ 5 ชนิด



$$[H^+] = 2C_a$$

การแตกตัวของกรด เบส และน้ำ

1. การคำนวณหา $[H^+]$ ของกรดและ $[OH^-]$ ของเบส

EX1. สารละลาย HCl เข้มข้น 0.5 M จำนวน 100 cm³ จะแตกตัวให้ $[H^+]$ เป็นกี่ M

วิธีทำ HCl เป็นกรดแก่

$$\text{สูตร } [H^+] = C_a$$

$$\text{แทนค่า } [H^+] = 0.5 \text{ M}$$

EX2. สารละลาย H₂SO₄ เข้มข้น 0.5 M จำนวน 100 cm³ จะแตกตัวให้

$[H^+]$ เป็นกี่ M

วิธีทำ H₂SO₄ เป็นกรดแก่

$$\text{สูตร } [H^+] = 2C_a$$

$$\text{แทนค่า } [H^+] = 2(0.5) = 1 \text{ M}$$

การคำนวณหา $[H^+]$ ของกรดและ $[OH^-]$ ของเบส

1. เมื่อนำ NaOH จำนวน 2 กรัม มาทำเป็นสารละลายปริมาตร 250 cm^3 สารละลายนี้จะแตกตัวให้ $[OH^-]$ เป็นกี่ mol/dm^3
2. เมื่อนำ Ca(OH)_2 เข้มข้น 0.2 mol/dm^3 จำนวน 250 cm^3 สารละลายนี้จะแตกตัวให้ $[OH^-]$ เป็นกี่ mol/dm^3
3. เมื่อนำสารละลาย Ba(OH)_2 เข้มข้น 0.5 mol/dm^3 จำนวน 100 cm^3 แล้วเติมน้ำลงไปอีก 400 cm^3 จะได้สารละลายแตกตัวให้ $[OH^-]$ เป็นกี่ mol/dm^3

การแตกตัวของกรด เบส และน้ำ

1. การคำนวณหา $[H^+]$ ของกรดและ $[OH^-]$ ของเบส

2. การแตกตัวของกรดอ่อน-เบสอ่อน => กรดอ่อน-เบสอ่อนแตกตัวได้น้อย เกิดปฏิกิริยาผันกลับได้จะใช้ “” จึงทำให้เกิดค่าคงที่การแตกตัวของกรด(K_a) และค่าคงที่การแตกตัวของเบส(K_b)

- กรดอ่อน (กรดที่ไม่ใช่กรดแก่ 6 ชนิด)

$$[H^+] = \sqrt{K_a C_a}$$

$$\text{ร้อยละการแตกตัว} = \frac{[H^+]}{C_a} \times 100$$

- เบสอ่อน (เบสที่ไม่ใช่ไฮดรอกไซด์หมู่ I,IIA)

$$[OH^-] = \sqrt{K_b C_b}$$

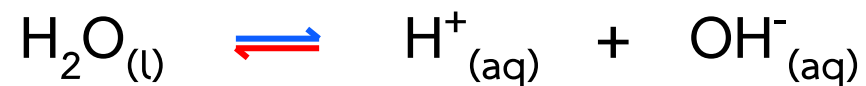
$$\text{ร้อยละการแตกตัว} = \frac{[OH^-]}{C_b} \times 100$$

แบบฝึกหัด 3.1

1. เมื่อนำกรด $C_2H_4O_2$ จำนวน 3 กรัม มาทำเป็นสารละลายปริมาตร 100 cm^3 พบว่าแตกตัวได้ร้อยละ 0.4
จงหาค่า K_a
2. สารละลาย BOH เข้มข้น 0.02 mol/dm^3 ปริมาตร 100 cm^3 มีค่า K_b เท่ากับ 1.8×10^{-5} แตกตัวได้ร้อยละเท่าใด
3. สารละลาย CH_3COOH เข้มข้น 0.5 mol/dm^3 จำนวน 200 cm^3 มีค่า K_a เท่ากับ 1.8×10^{-5} แตกตัวให้ $[H_3O^+]$ กี่ M และแตกตัวร้อยละเท่าใด

การแตกตัวของน้ำ

น้ำมีสมบัติเป็นกลาง คือ ไม่เป็นทั้งกรดและเบส และเป็นสารอิเล็กโทรไลต์อ่อน จึงแตกตัวผันกลับได้



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

และจากการทดลองที่อุณหภูมิห้องพบว่า $K_w = 1 \times 10^{-14}$

$$\therefore [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$\therefore K_w = K_a \cdot K_b$$

แบบฝึกหัด 3.2

1. เมื่อนำ HNO_3 จำนวน 0.63 กรัม มาทำเป็นสารละลายปริมาตร 1 ลิตร จะได้สารละลายแตกตัวให้ $[\text{H}_3\text{O}^+]$ และ $[\text{OH}^-]$ อย่างละกี่ M
2. สารละลาย HF เข้มข้น 0.5mol/dm^3 ปริมาตร 100 cm^3 มีค่า K_a เท่ากับ 7.2×10^{-5} แตกตัวให้ $[\text{OH}^-]$ กี่ M

การหาค่า pH และ pOH ของสารละลาย

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

สารละลายมี $[\text{H}^+]$ เท่ากับ 10^{-3} mol/dm^3 จะมี pH เท่ากับเท่าใด

วิธีทำ

$$[\text{H}^+] = 10^{-3}$$

$$-\log[\text{H}^+] = -\log 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -(-3)\log 10$$

$$\text{pH} = 3$$

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

การหาค่า pH และ pOH ของสารละลาย

Ex3. สารละลายมี $[H^+]$ เท่ากับ $2 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ จะมี pH เท่ากับเท่าใด
($\log 2 = 0.3$)

วิธีทำ

$$[H^+] = 2 \times 10^{-5}$$

$$-\log[H^+] = -\log(2 \times 10^{-5})$$

$$\text{pH} = (-\log 2) + (-\log 10^{-5})$$

$$\text{pH} = (-0.3) + 5$$

$$\therefore \text{pH} = 5 - 0.3 = 4.7$$

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

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

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



การหาค่า pH และ pOH ของสารละลาย

Ex4. ถ้าต้องเตรียมสารละลาย HCl pH 3 ปริมาตร 1 L จากสารละลาย HCl pH 5 ปริมาตร 400 mL จะต้องเติมสารละลาย HCl 0.1 mol/L ลงไปเท่าใด

วิธีทำ 1. คำนวณหา C ของ HCl ที่ pH 3

2. คำนวณหา C ของ HCl ที่ pH 5

3. คำนวณหาปริมาตรของ 0.1 M HCl

$$C_1V_1 + C_2V_2 = C_3V_3$$

การหาค่า pH และ pOH ของสารละลาย

Ex5. ถ้าต้องเตรียมสารละลาย NaOH ให้มี pH 10 จากสารละลาย NaOH pH 12 ปริมาตร 10 mL จะต้องเติมน้ำลงไปเท่าใด

🍋 การวัด pH ในสารละลายกรดและเบส



หยดยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์และเทียบสีของ
สารละลายกับแถบสีที่ pH ต่างๆ

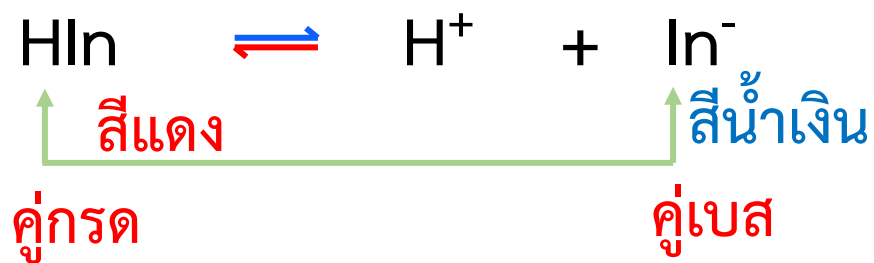


pH meter



อินดิเคเตอร์สำหรับกรด-เบส (Indicator)

อินดิเคเตอร์ เป็นสารอินทรีย์ใช้ทดสอบกรด-เบส มีสูตรโครงสร้างซับซ้อน เขียนแทนด้วย HIn และมีสมบัติเป็นกรดอ่อน จึงแตกตัวแบบผันกลับได้ ทำให้เกิดคู่กรด-เบส ขึ้น มีสีเฉพาะตัว ดังนั้นอินดิเคเตอร์จึงเปลี่ยนสีกลับไป-มาได้ เมื่อ pH ของสารละลายเปลี่ยนแปลง



จากค่าคงที่การแตกตัวของกรด K_a ของอินดิเคเตอร์ ใช้สัญลักษณ์ K_{In}

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

เมื่อแก้สมการ จะได้

$$\text{pH} = \text{p}K_{In} - \log \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]}$$

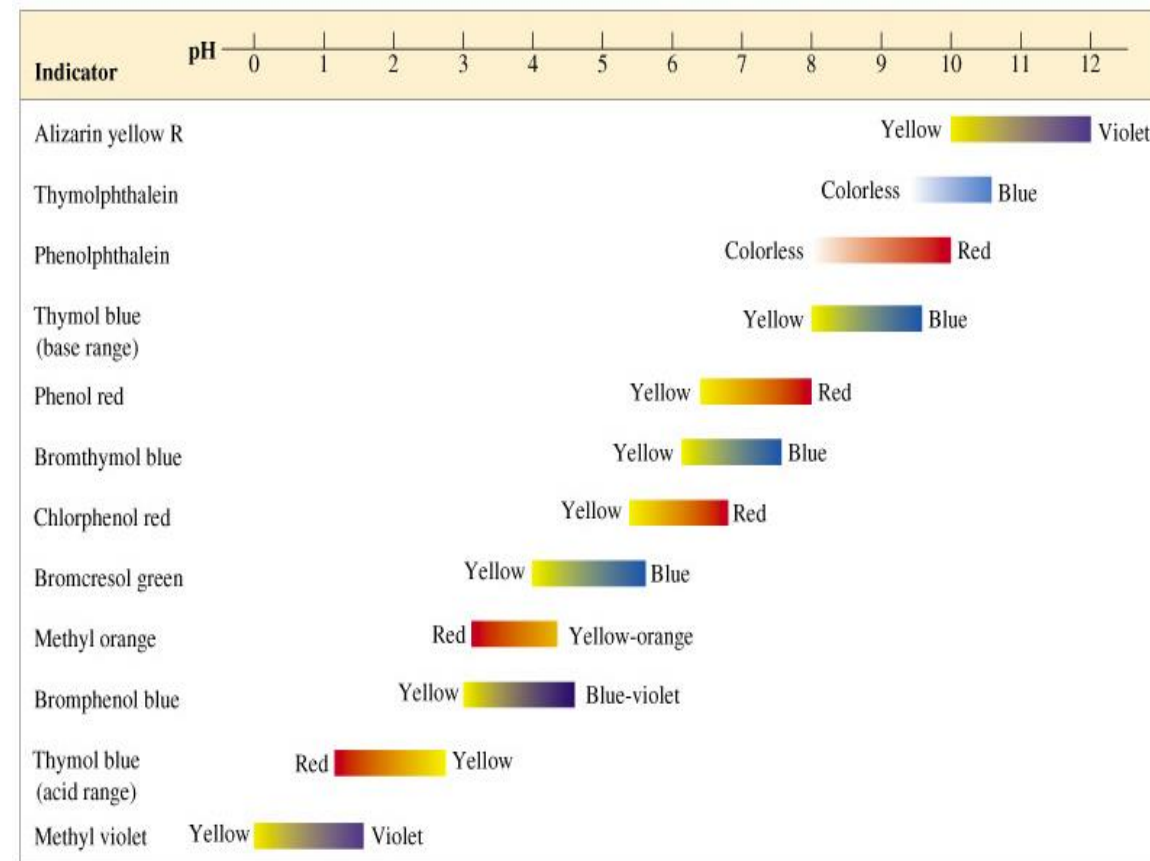
$$[\text{In}^-] < [\text{HIn}] \Rightarrow \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} = 10 \text{ สีที่เห็นเป็นของ HIn}$$

$$[\text{In}^-] > [\text{HIn}] \Rightarrow \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} = 0.1 \text{ สีที่เห็นเป็นของ In}^-$$

🍋 อินดิเคเตอร์สำหรับกรด-เบส (Indicator)

คำนวณช่วง pH ช่วง pH ของการเปลี่ยนสี = $-\log K_{\text{HIn}} \pm 1$

อินดิเคเตอร์	ช่วง pH ของการเปลี่ยนสี	สีที่เปลี่ยน
เมทิลออเรนจ์	3.2-4.4	Orange - Yellow
เมทิลเรด	4.2-6.3	Orange - Yellow
ลิตมัส	5.0-8.0	Orange - Blue
บรอมไทมอลบลู	6.0-7.6	Yellow - Blue
ฟีนอลเรด	6.8-8.4	Yellow - Orange
ฟีนอล์ฟทาลีน	8.3-10.00	Colorless - Pink
ไทมอลบลู	1.2-2.8	Orange - Yellow
โบรโมฟีนอลเรด	4.8-6.8	Yellow - Pink
อินดิโกคาร์มิน	11.4-13.0	Blue - Yellow
ครีซอลเรด	0.2-1.8	Orange - Yellow
คองโกเรด	3.0-5.0	Blue - Orange





อินดิเคเตอร์สำหรับกรด-เบส (Indicator)

Ex.6 สารละลาย A และ B เมื่อนำไปหยดด้วยอินดิเคเตอร์ 3 ชนิด ให้สีที่ปรากฏดังตาราง สารละลายแต่ละชนิดมี pH เท่าใด

อินดิเคเตอร์	ช่วง pH ที่เปลี่ยนสี	สีที่ปรากฏ	
		สารละลาย A	สารละลาย B
เมทิลออเรนจ์	3.2-4.4 (แดง-เหลือง)	เหลือง	เหลือง
โบรโมไทมอลบลู	6.0-7.6 (เหลือง-น้ำเงิน)	เหลือง	น้ำเงิน
ฟีนอล์ฟทาลีน	8.3-10.0 (ไม่มีสี-ชมพู)	ไม่มีสี	ไม่มีสี

สารละลาย A มี pH อยู่ในช่วง 4.4 – 6.0

สารละลาย B มี pH อยู่ในช่วง 7.6 – 8.3



แบบฝึกหัด 3.3

1. คำนวณค่า pH ของสารละลายที่มีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน(H_3O^+) หรือไฮดรอกไซด์ไอออน(OH^-) พร้อมระบุสมบัติกรด-เบสของสารละลาย

ข้อ	ความเข้มข้น(mol/L)	pH	pOH	สมบัติกรด-เบส
1.1	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.0 \times 10^{-4}$			
1.2	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.0 \times 10^{-8}$			
1.3	$[\text{OH}^-] = 1.1 \times 10^{-11}$			
1.4	$[\text{OH}^-] = 5.0 \times 10^{-7}$			

2. การเตรียมน้ำปูนใส โดยละลายแคลเซียมไฮดรอกไซด์ ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) 0.20 กรัม และปรับจนมีปริมาตรเท่ากับ 200 มิลลิลิตร น้ำปูนใสที่เตรียมได้มี pH เท่าใด



แบบฝึกหัด 3.3

3. สารละลาย A B และ C เมื่อนำไปหยดด้วยอินดิเคเตอร์ 4 ชนิด ให้สีที่ปรากฏดังตาราง

อินดิเคเตอร์	ช่วง pH ที่เปลี่ยนสี	สีที่ปรากฏ		
		สารละลาย A	สารละลาย B	สารละลาย C
เมทิลออเรนจ์	3.2-4.4 (แดง-เหลือง)	ส้ม	เหลือง	เหลือง
เมทิลเรด	4.2-6.3 (แดง-เหลือง)	ส้ม	เหลือง	เหลือง
ฟีนอลเรด	6.8-8.4 (เหลือง-แดง)	เหลือง	ส้ม	แดง
ฟีนอล์ฟทาลีน	8.3-10.0 (ไม่มีสี-ชมพู)	ไม่มีสี	ไม่มีสี	ชมพู

3.1 สารละลายแต่ละชนิดมีช่วง pH เท่าใด

3.2 สารละลายใดเป็นกรด



การคำนวณการไทเทรตกรด-เบส



การไทเทรต (Titration)

- เป็นกระบวนการวิเคราะห์หาปริมาณของกรดหรือเบส โดยให้สารละลายที่ต้องการทราบปริมาณ (Titrand) ทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลายมาตรฐาน (Titrant)
- จุดที่ 2 สารทำปฏิกิริยากันพอดี เรียกว่า จุดสมมูล (Equivalent point)
- เมื่อกรด-เบสทำปฏิกิริยากันสมมูลพอดี เรียกว่า ปฏิกิริยาสะเทิน (Neutralization) ระหว่างกรด-เบส
- จุดที่สารละลายเปลี่ยนสี (เกิดจาก indicator) เรียกว่า จุดยุติ (End point) ทราบได้จากการใช้อินดิเคเตอร์ หรือ pH meter



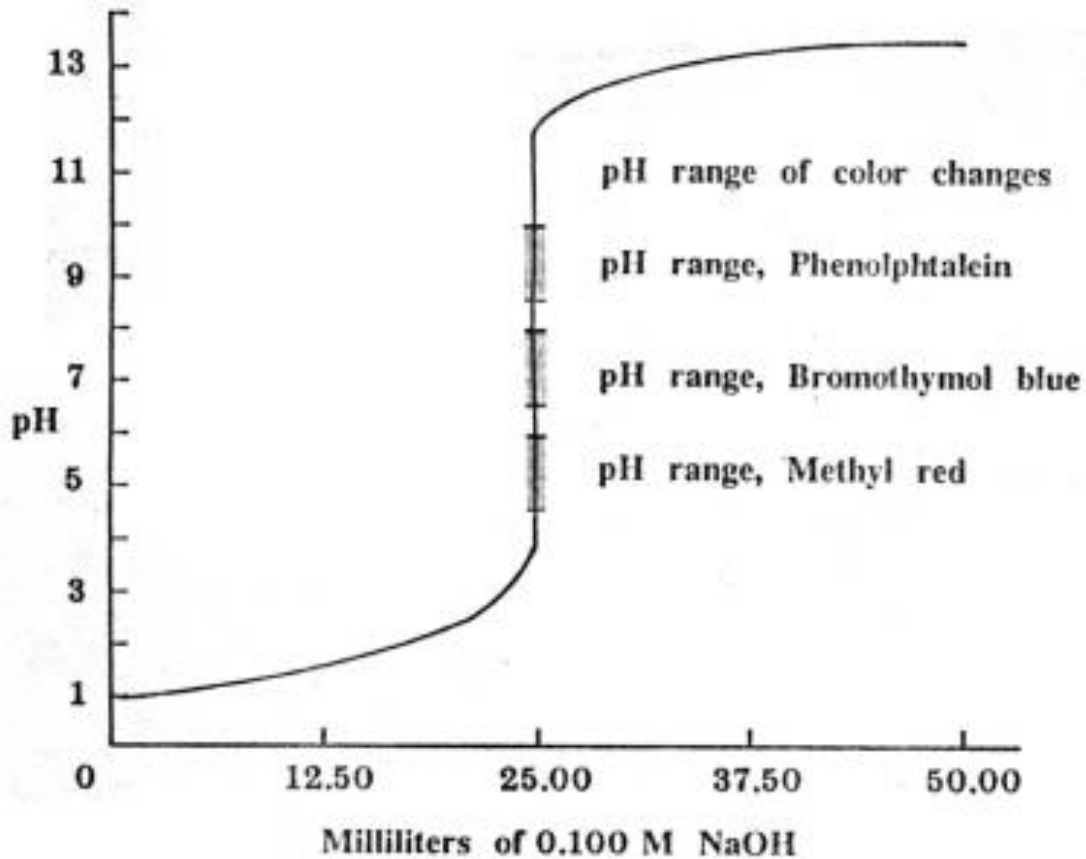
การคำนวณการไทเทรตกรด-เบส

ปฏิกิริยาสะเทินตามความแรงของกรด-เบส

- 1) ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่
- 2) ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่
- 3) ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน
- 4) ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสอ่อน



1.อินดิเคเตอร์สำหรับปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่



จากกราฟ จะเห็นว่าค่า pH เปลี่ยนแปลงรวดเร็วที่จุดใกล้ๆ จุดยุติ (ตั้งแต่ pH 4-10) ดังนั้นอินดิเคเตอร์ที่มีช่วง pH

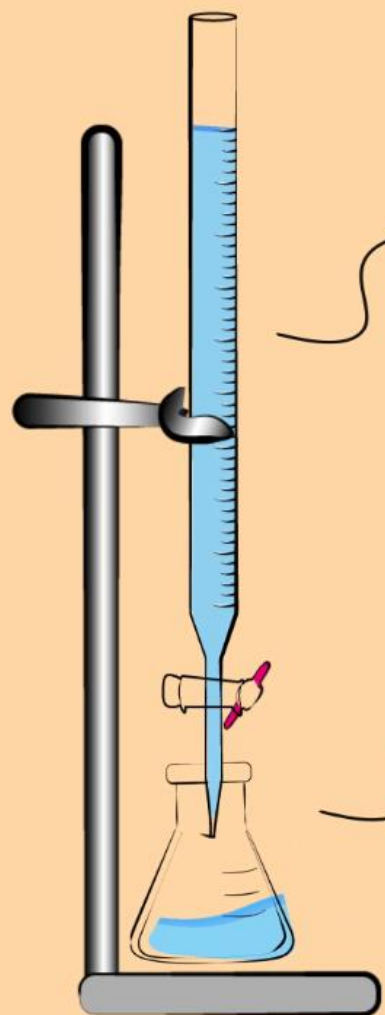
ของการเปลี่ยนแปลงสีระหว่าง 4 ถึง 10 สามารถนำมาใช้ได้ ซึ่งอินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมที่อาจใช้ได้ ได้แก่

- เมทิลเรด (4.4-6.2)
- โบรโมไทมอลบลู (6.0-7.5)
- ฟีนอล์ฟทาลีน (8.2-10.0)

แต่มักนิยมใช้ฟีนอล์ฟทาลีน เพราะสังเกตการเปลี่ยนแปลงสีได้ชัดเจน สำหรับ โบรโมคลีซอล กรีน (3.8-5.4) ไม่เหมาะสมที่จะใช้เป็นอินดิเคเตอร์สำหรับกรดแก่และเบสแก่ เพราะช่วงเปลี่ยนสีที่เป็นรูปเบสของอินดิเคเตอร์ จะเกิดก่อนจุดสมมูล ทำให้เกิดความคลาดเคลื่อนในการบอกจุดยุติ



การคำนวณการไทเทรตกรด-เบส



titrant

สารละลายมาตรฐาน
(Standard solution)
รู้ความเข้มข้น รู้ปริมาตร

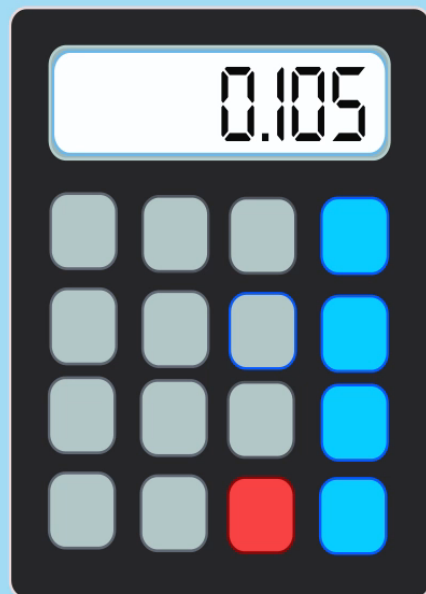
titrand

สารละลายตัวอย่าง (Sample solution)
รู้ปริมาตร แต่ไม่รู้ความเข้มข้น (ต้องการหา)



การคำนวณการไทเทรตกรด-เบส

10 mL of unknown HCl reacts with 10.5 mL of 0.10 M NaOH



concentration of HCl ?

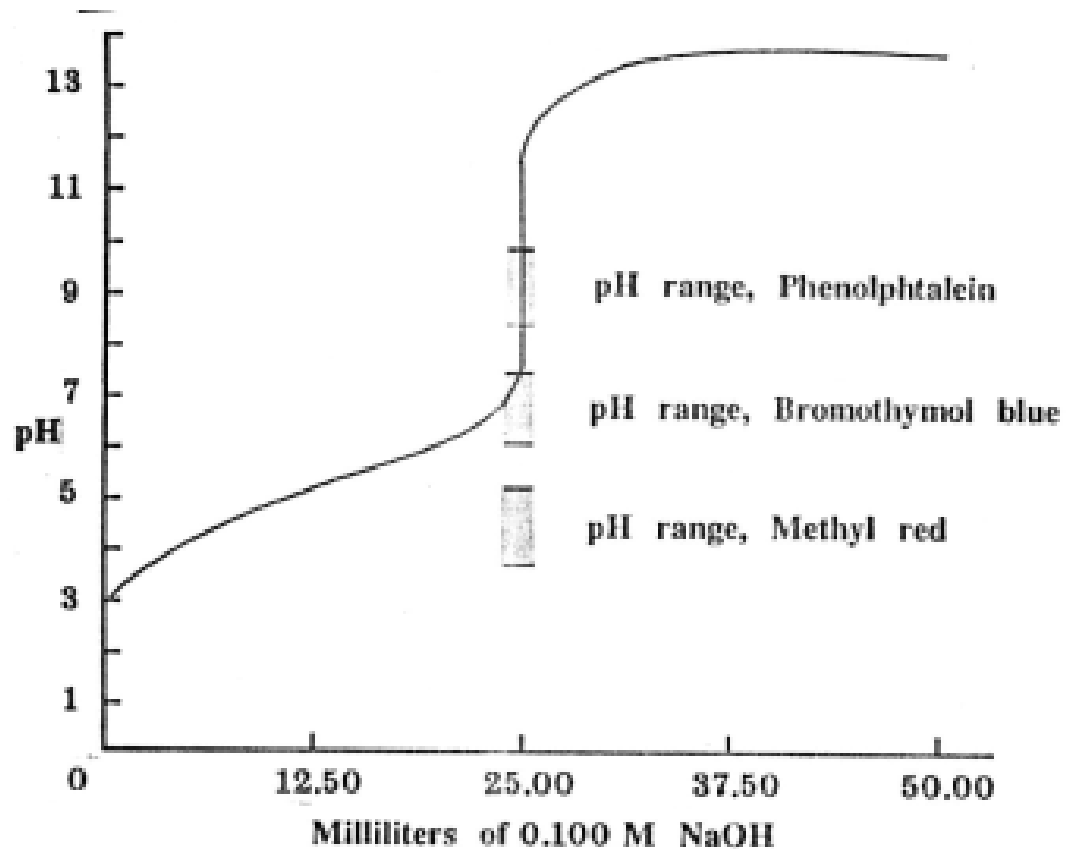
$$C_{\text{HCl}} V_{\text{HCl}} = C_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}}$$

$$C_{\text{HCl}} = \frac{(0.10\text{M})(10.5\text{mL})}{(10\text{mL})}$$

$$C_{\text{HCl}} = 0.105 \text{ M}$$

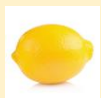


2.อินดิเคเตอร์สำหรับปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่

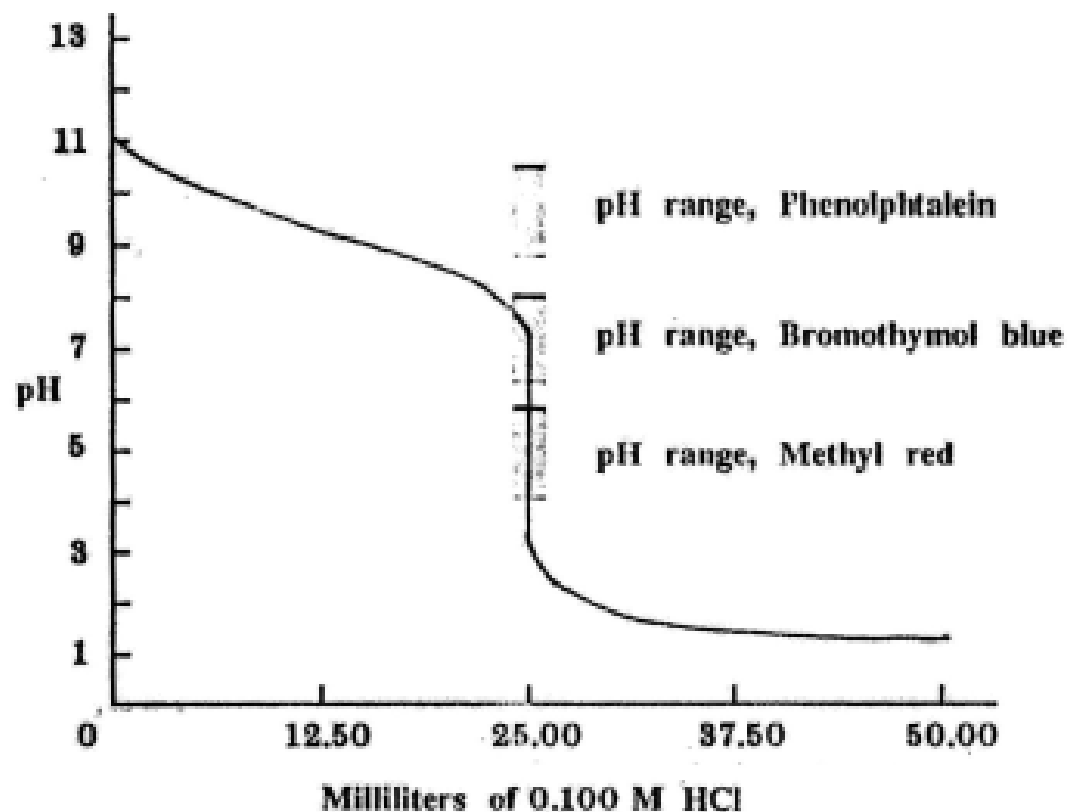


การเลือกอินดิเคเตอร์สำหรับการไทเทรตกรดอ่อน เช่น กรดแอซติก กับเบสแก่ เช่น NaOH จะมีข้อจำกัดมากกว่าที่จุดสมมูลของการไทเทรต สารละลายมีโซเดียมแอซิเตต ทำให้สารละลายเป็นเบส มี pH มากกว่า 7

จากกราฟจะเห็นได้ว่า เมทิลเรด จะเปลี่ยนสีก่อนจุดสมมูลจึงไม่เหมาะที่จะใช้เป็นอินดิเคเตอร์สำหรับกรดแอซติกกับ NaOH (เข้มข้น 0.100 M) ฟีนอล์ฟทาลีนเปลี่ยนสีที่ช่วงจุดสมมูลพอดี โบรโมไทมอลบลู อาจจะใช้เป็นอินดิเคเตอร์ได้ดี เมื่อใช้สีมาตรฐานเทียบ



3.อินดิเคเตอร์สำหรับปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน



การเปลี่ยนแปลง pH ของสารละลายขณะไทเทรตเบสอ่อน เช่น NH_3 กับกรดแก่ เช่น HCl จะค่อยๆ ลดลง เมื่อใช้ HCl เป็นสารมาตรฐาน ที่จุดยุติจะได้เกลือ NH_4Cl และ $\text{pH} < 7$ ในการไทเทรต 0.100 M NH_3 กับ 0.100 M HCl จะได้กราฟของการไทเทรต (ดังภาพ)

จากกราฟ เราสามารถพิจารณาช่วง $\text{pH } 3-7.5$ ในการเลือกอินดิเคเตอร์ ซึ่งเราอาจใช้โบรโมไทมอลบลูหรือเมทิลเรดได้ แต่ไม่ควรใช้ฟีนอล์ฟทาลีนเพราะช่วง pH ของฟีนอล์ฟทาลีนมากกว่า 7 ทำให้เกิดความคลาดเคลื่อนในการบอกจุดสมมูล



บัฟเฟอร์ (Buffer)

สารละลายบัฟเฟอร์ คือ สารละลายที่สามารถรักษาระดับ pH ไว้เกือบคงที่อยู่เสมอ แม้จะมีการเติมกรดแก่หรือเบสแก่เล็กน้อยลงไปในระบบ เช่น ระบบหมุนเวียนเลือดในคน

บัฟเฟอร์กรด (Acid buffer) $\longrightarrow$ ประกอบด้วย กรดอ่อน + เกลือของกรดอ่อน

เช่น $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa} \longrightarrow$ เกลือที่มาเติมจะต้องมีไอออนร่วมกับของกรดอ่อน
 $\text{HCN} + \text{KCN}$

บัฟเฟอร์เบส (Base buffer) $\longrightarrow$ ประกอบด้วย เบสอ่อน + เกลือของเบสอ่อน

เช่น $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$
 $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{NO}_3$



การคำนวณของสารละลายบัฟเฟอร์

ในบัฟเฟอร์กรดความเข้มข้นของ H^+ และ pH จะคำนวณได้จากความสัมพันธ์ของความเข้มข้นของกรดอ่อนกับคู่เบส



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

หรือ

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

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

หรือเท่ากับ

$$pH = pK_a - \log \frac{[\text{กรด}]}{[\text{เกลือ}]}$$

เรียกสมการนี้ว่า สมการของเฮนเดอร์สัน – ฮัสเซลบัลช์ (Henderson Hasselbalch's equation)



การคำนวณของสารละลายบัฟเฟอร์

ในบัฟเฟอร์เบสความเข้มข้นของ OH^- และ pOH จะคำนวณได้จาก
ความสัมพันธ์ของความเข้มข้นของเบสอ่อนกับคู่กรด



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

หรือ

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

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

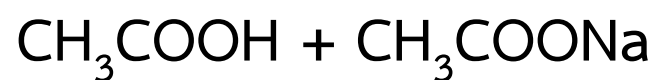
หรือเท่ากับ

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

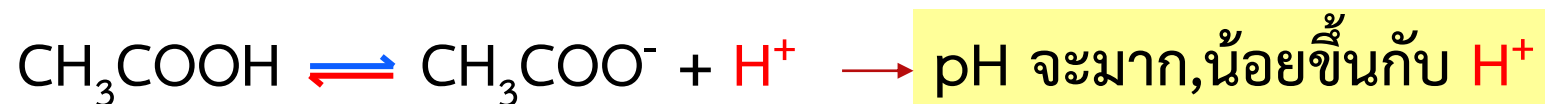


การควบคุม pH ของสารละลายบัฟเฟอร์

เช่น สารละลายบัฟเฟอร์



(บัฟเฟอร์กรด)



pH ของสารละลาย ขึ้นอยู่กับ $[\text{H}^+]$

เมื่อเติม H^+ หรือ OH^- ลงไปในบัฟเฟอร์ของกรดอะซิติก-อะซิเตต จะเกิดปฏิกิริยาทำให้เป็นกลาง

เติมกรด



เติมเบส



↓
pH คงที่



การควบคุม pH ของสารละลายบัฟเฟอร์

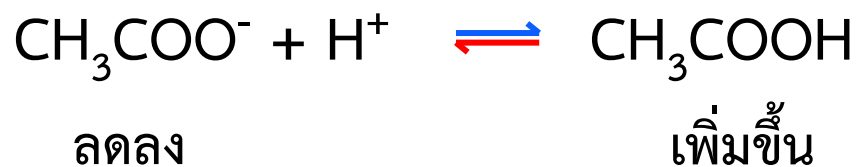
หากมีการรบกวนสมดุลในระบบบัฟเฟอร์โดยการเติมกรดหรือเบสลงไปจะเกิดการปรับสมดุลดังนี้

เช่น สารละลายบัฟเฟอร์ $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$

จากบัพเพอร์กรด

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

เมื่อเติมกรด H^+ จะถูกกำจัดโดยการทำปฏิกิริยากับเกลือ CH_3COONa และได้กรด CH_3COOH ดังนี้



ที่สมดุ

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



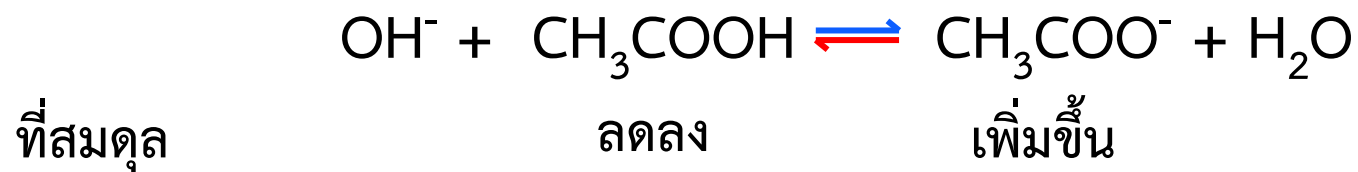
การควบคุม pH ของสารละลายบัฟเฟอร์

เช่น สารละลายบัฟเฟอร์ $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$

จากบัฟเฟอร์กรด

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

เมื่อเติมเบส OH^- จะถูกกำจัดโดยการทำปฏิกิริยากับกรด CH_3COOH และได้เกลือ CH_3COONa ดังนี้



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



การควบคุม pH ของสารละลายบัฟเฟอร์

จากบัฟเฟอร์เบส

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

เช่น สารละลายบัฟเฟอร์ $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$

เมื่อเติมกรด



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

เมื่อเติมเบส



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

ตัวอย่าง จงคำนวณ pH ของบัฟเฟอร์ต่อไปนี้

ก. สารละลายบัฟเฟอร์ 1 ลิตร มี CH_3COOH 0.1 mol และ CH_3COONa 0.1 mol เมื่อ $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

วิธีทำ

บัฟเฟอร์กรด => กรดอ่อน + เกลือของกรดอ่อน

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

$$\text{pH} = -\log(1.8 \times 10^{-5}) - \log \frac{[0.1 \text{ mol/L}]}{[0.1 \text{ mol/L}]}$$

$$\text{pH} = 5 - 0.255 - \log 1$$

$$\text{pH} = 4.745 - 0 = 4.745$$

∴ pH ของสารละลายบัฟเฟอร์นี้มีค่าเท่ากับ 4.745

ตัวอย่าง จงคำนวณ pH ของบัฟเฟอร์ต่อไปนี้

ข. ถ้าเติม HCl 1.0 M ปริมาตร 1 mL จะทำให้สารละลายมี pH เท่าไร

วิธีทำ



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

$$\text{pH} = 4.745 - \log \frac{[0.1 + 0.001]}{[0.1 - 0.001]}$$

$$\text{pH} = 4.745 - \log \frac{[0.101]}{[0.099]}$$

$$\text{pH} = 4.736$$

∴ pH ของสารละลายบัฟเฟอร์นี้มีค่าเท่ากับ 4.736

จาก HCl 1.0 M มี V = 1 mL

∴ เมื่อเติม HCl ลงไปจะมีความ
เข้มข้นเท่ากับ 0.001 M