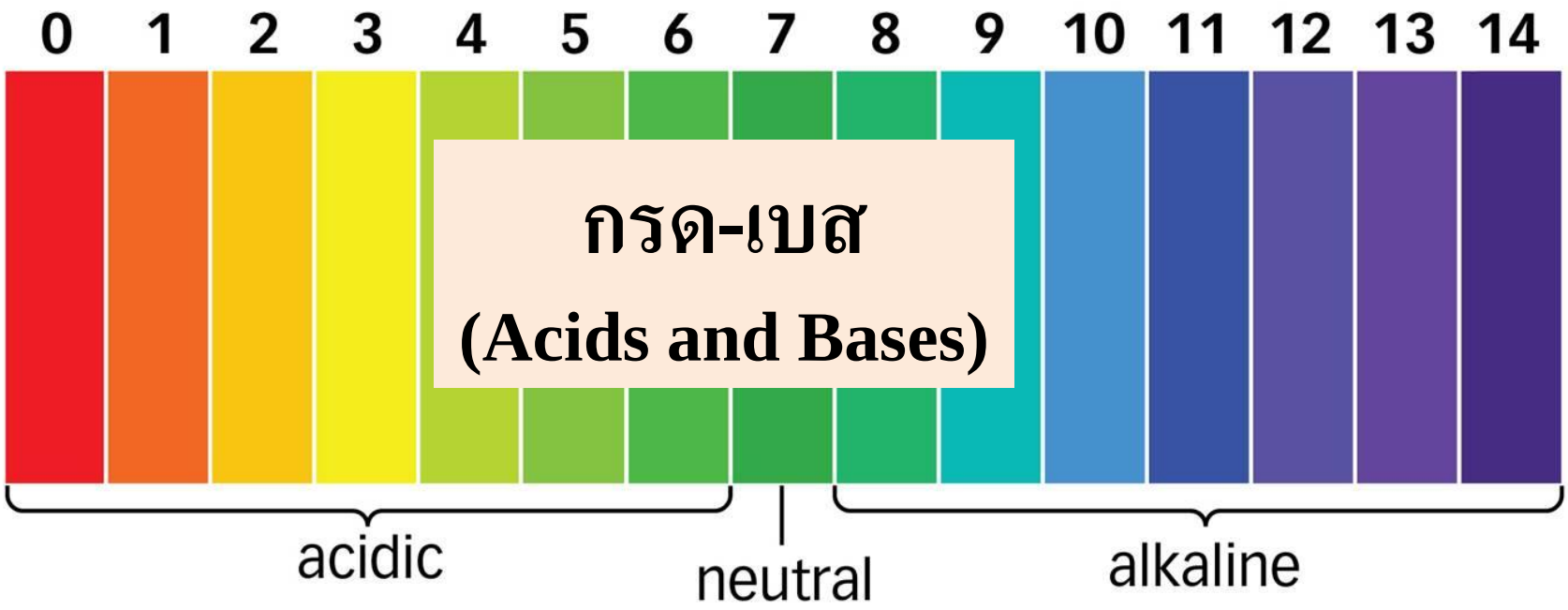
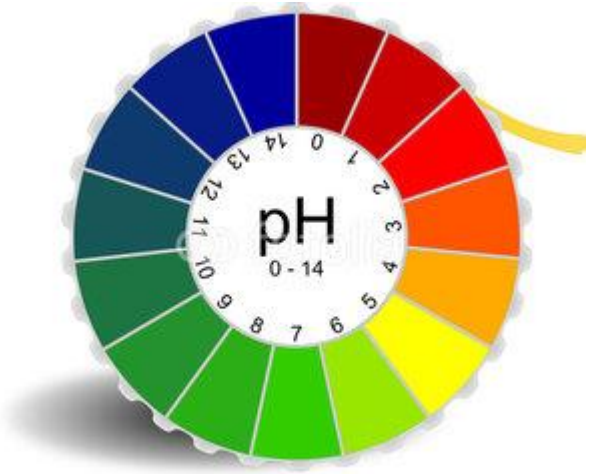

0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14
กรด-เบส
(Acids and Bases)
acidic
neutral
alkaline

Out line

- Electrolyte Solution & Non Electrolyte Solution
- Acid-Base Theory
- Conjugate Acid-Base Pair
- Strong acid-base & Weak acid-base
- pH & pOH
- Acid-Base Titration
- Buffer Solution
- Acid-Base Reaction



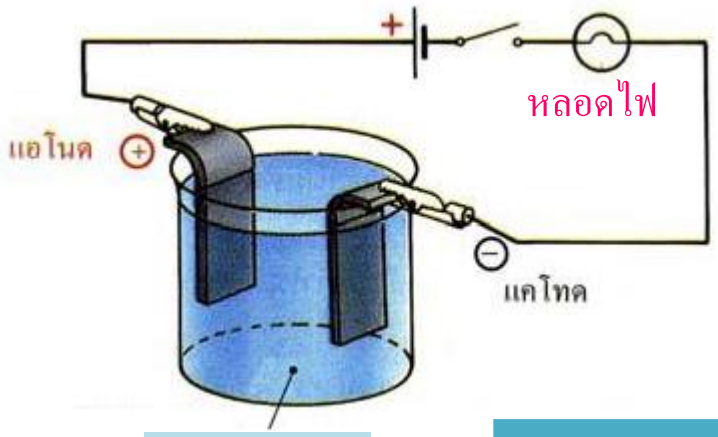
Acid Base in Everyday Life

Acid and Base Properties

กรด	เบส
เมื่อละลายน้ำนำไฟฟ้า เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสน้ำเงิน→แดง เมื่อทำปฏิกิริยากับเบสจะเกิดเกลือ มีรสเปรี้ยว	เมื่อละลายน้ำนำไฟฟ้า เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสแดง→น้ำเงิน เมื่อทำปฏิกิริยากับกรด จะเกิดเกลือ มีรสฝาด

สารละลายกรดและเบสหลายชนิดมีสมดุลเกิดขึ้น การเปลี่ยนแปลงของสารที่อยู่ในภาวะสมดุลจะมีทั้งการเปลี่ยนแปลงไปข้างหน้าและการเปลี่ยนแปลงย้อนกลับเกิดขึ้นตลอดเวลา

ตัวอย่างการทดลอง



เมื่อกดสวิตซ์ให้ครบวงจรจะเกิดอะไรขึ้น โดยที่สารละลายที่ใช้ในบีกเกอร์เป็นสารชนิดต่าง ๆ ตามตาราง

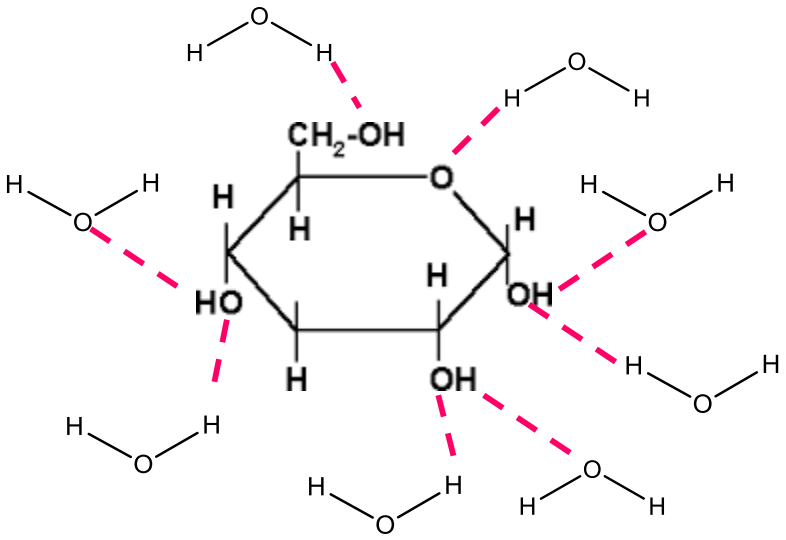
ชนิดของสารละลาย	ผลการทดสอบ
น้ำบริสุทธิ์	
น้ำบริสุทธิ์ที่มีน้ำตาลละลายอยู่	
สารละลาย NaCl	
สารละลายกรดไฮโดรคลอริก	
สารละลายกรดอะซีติก	
สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์	

1.Electrolyte Solution & Non Electrolyte Solution

สารละลายแบ่งตามสภาพการนำไฟฟ้าเป็นเกณฑ์

1.1 Non Electrolyte Solution

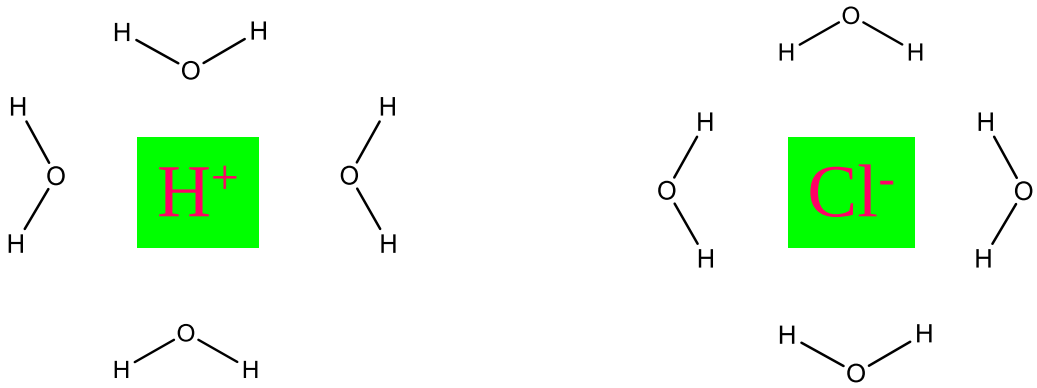
สารละลายที่ไม่นำไฟฟ้าเพราะตัวถูกละลายไม่สามารถแตกตัวเป็นไอออนในตัวทำละลายได้ เช่น สารละลายน้ำตาลกูลโคส, น้ำบริสุทธิ์, แอลกอฮอล์



การละลายน้ำของน้ำตาลกลูโคส

1.2 Electrolyte Solution

สารที่เมื่อละลายในน้ำจะนำไฟฟ้าได้ เนื่องจากมีไอออนซึ่งเป็นไอออนบวกและไอออนลบเคลื่อนที่อยู่ในสารละลาย สารละลายอิเล็กโทรไลต์นี้อาจเป็นสารละลายกรด เบสหรือเกลือ ก็ได้ ตัวอย่างเช่น สารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) และสารละลายของเกลือ KNO_3



การละลายน้ำของกรดไฮโดรคลอริก

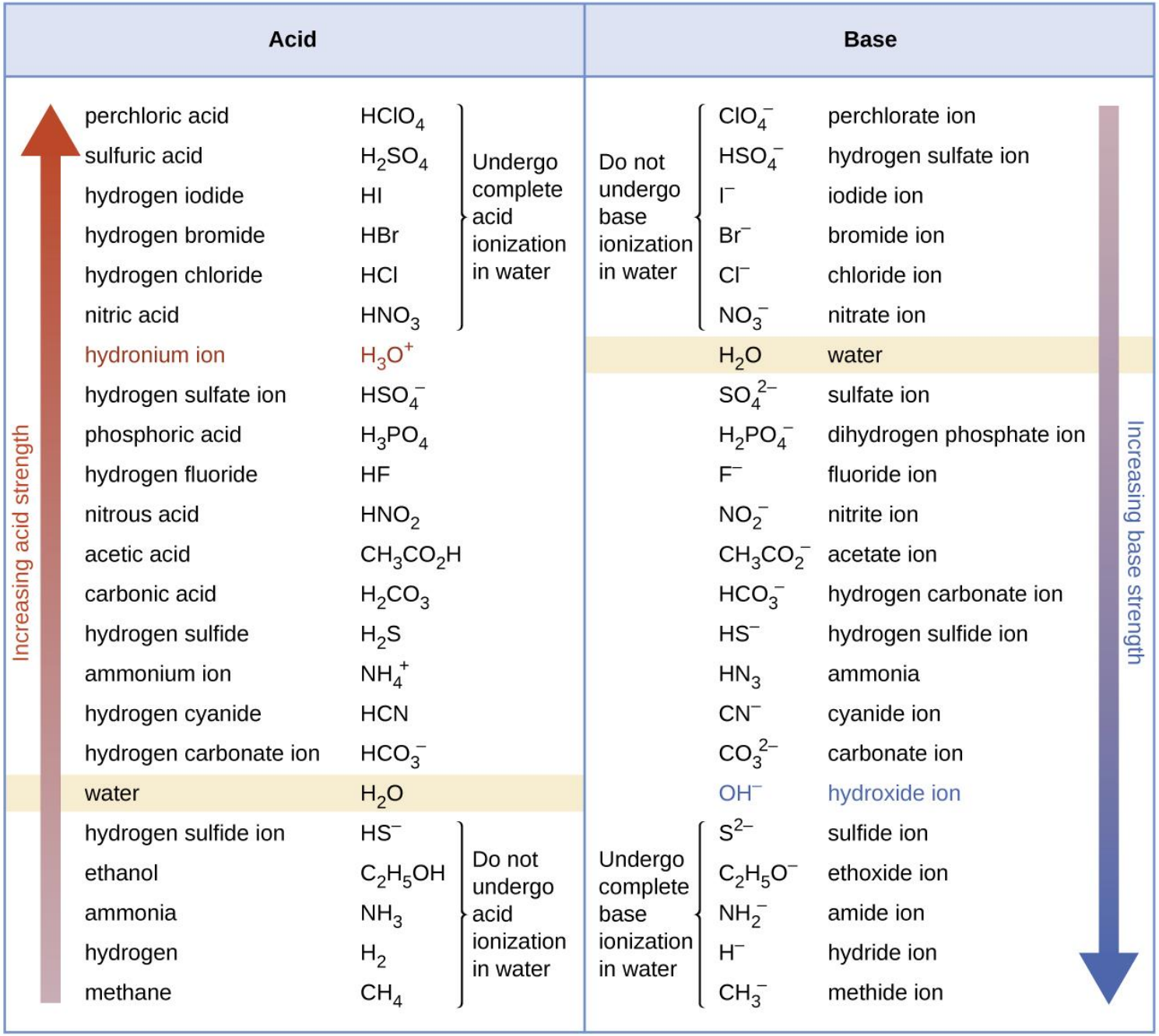
สารละลายอิเล็กโทรไลต์ต่างๆ นำไฟฟ้าได้ไม่เท่ากัน อิเล็กโทรไลต์ที่แตกตัวเป็นไอออนได้มากกว่า ก็จะนำไฟฟ้าได้ดีกว่าอิเล็กโทรไลต์ที่แตกตัวเป็นไอออนได้น้อยกว่า

สารอิเล็กโทรไลต์สามารถแบ่งได้เป็น 2 ชนิด

1. สารอิเล็กโทรไลต์แก่ (Strong electrolyte)

สารอิเล็กโทรไลต์ที่สามารถแตกตัวเป็นไอออนได้หมดหรือเกือบหมด (~100%) ในน้ำหรือในสารละลายเจือจาง ทำให้ในสารละลายนั้นมีไอออนเป็นจำนวนมาก จึงนำไฟฟ้าได้ดี ได้แก่ เกลือที่ละลายน้ำได้ กรดแก่ และเบสแก่

6 Strong Acids		6 Strong Bases	
$HClO_4$	perchloric acid	LiOH	lithium hydroxide
HCl	hydrochloric acid	NaOH	sodium hydroxide
HBr	hydrobromic acid	KOH	potassium hydroxide
HI	hydroiodic acid	$Ca(OH)_2$	calcium hydroxide
HNO_3	nitric acid	$Sr(OH)_2$	strontium hydroxide
H_2SO_4	sulfuric acid	$Ba(OH)_2$	barium hydroxide


Acid
Base
Increasing acid strength
Increasing base strength
perchloric acid $HClO_4$
sulfuric acid H_2SO_4
hydrogen iodide HI
hydrogen bromide HBr
hydrogen chloride HCl
nitric acid HNO_3
Undergo complete acid ionization in water
hydronium ion H_3O^+
hydrogen sulfate ion HSO_4^-
phosphoric acid H_3PO_4
hydrogen fluoride HF
nitrous acid HNO_2
acetic acid CH_3CO_2H
carbonic acid H_2CO_3
hydrogen sulfide H_2S
ammonium ion NH_4^+
hydrogen cyanide HCN
hydrogen carbonate ion HCO_3^-
water H_2O
hydrogen sulfide ion HS^-
ethanol C_2H_5OH
ammonia NH_3
hydrogen H_2
methane CH_4
Do not undergo acid ionization in water
Do not undergo base ionization in water
ClO_4^- perchlorate ion
HSO_4^- hydrogen sulfate ion
I^- iodide ion
Br^- bromide ion
Cl^- chloride ion
NO_3^- nitrate ion
H_2O water
SO_4^{2-} sulfate ion
$H_2PO_4^-$ dihydrogen phosphate ion
F^- fluoride ion
NO_2^- nitrite ion
$CH_3CO_2^-$ acetate ion
HCO_3^- hydrogen carbonate ion
HS^- hydrogen sulfide ion
HN_3 ammonia
CN^- cyanide ion
CO_3^{2-} carbonate ion
OH^- hydroxide ion
Undergo complete base ionization in water
S^{2-} sulfide ion
$C_2H_5O^-$ ethoxide ion
NH_2^- amide ion
H^- hydride ion
CH_3^- methide ion

เขียนสมการแสดงการแตกตัวของสารอิเล็กโทรไลต์แก่ โดยใช้ลูกศร $\longrightarrow$

$$HCl(aq) \longrightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

$$NaOH(s) \longrightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

2. สารอิเล็กโทรไลต์อ่อน (weak electrolyte)

สารอิเล็กโทรไลต์ที่แตกตัวให้ไอออนได้น้อยหรือแตกตัวได้ไม่หมดในสารละลายเจือจาง (<5%)โดยมีส่วนใหญ่ยังคงอยู่เป็นโมเลกุล จึงนำไฟฟ้าได้น้อยได้แก่กรดอ่อน เบสอ่อน

เขียนสมการแสดงการแตกตัวของสารอิเล็กโทรไลต์อ่อน โดยใช้ลูกศร $\rightleftharpoons$

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

2. Acid-Base Theory and Conjugate Acid-Base Pair

2.1 ทฤษฎีกรด-เบสของอาร์เรเนียส

กรด คือ สารประกอบที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ H^+ หรือ H_3O^+

$$HA \xrightarrow{H_2O} H^+(aq) + A^-(aq)$$

$$HClO_4(l) \xrightarrow{H_2O} H^+(aq) + ClO_4^-(aq)$$

เบส คือ สารประกอบที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ OH^-

$$BOH \xrightarrow{H_2O} B^+(aq) + OH^-(aq)$$

$$Ca(OH)_2(s) \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$$

ข้อจำกัด

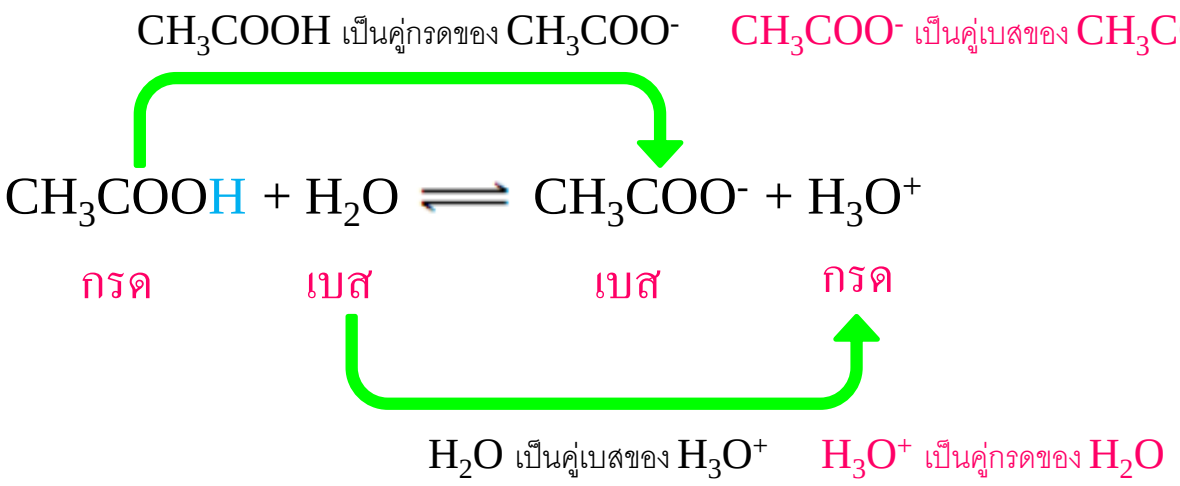
จะเน้นเฉพาะการแตกตัวในน้ำ ให้เป็น H^+ และ OH^- ไม่รวมถึงตัวทำละลายอื่นๆ

สารที่จะเป็นกรดได้ต้องมี H^+ อยู่ในโมเลกุล และสารที่จะเป็นเบสได้ก็ต้องมี OH^- อยู่ในโมเลกุล

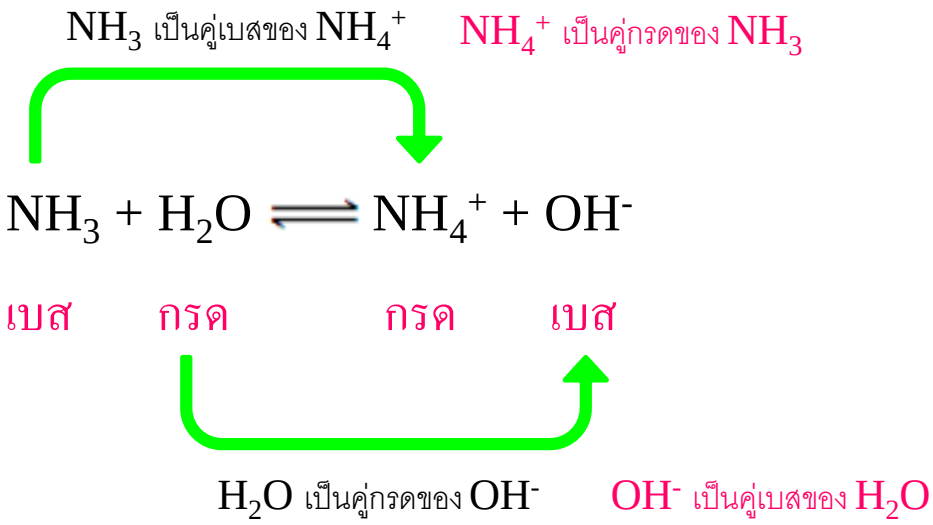
2.2 ทฤษฎีกรด-เบส ของเบรินสเตด-เลารี

กรด คือ สารที่สามารถให้โปรตอนกับสารอื่น ได้ (Proton donor)

เบส คือ สารที่สามารถรับโปรตอนจากสารอื่นได้ (Proton acceptor)



*สารที่จะเป็นกรดเบรินสเตด-เลารีได้จะต้องมี H ที่แตกตัวง่าย



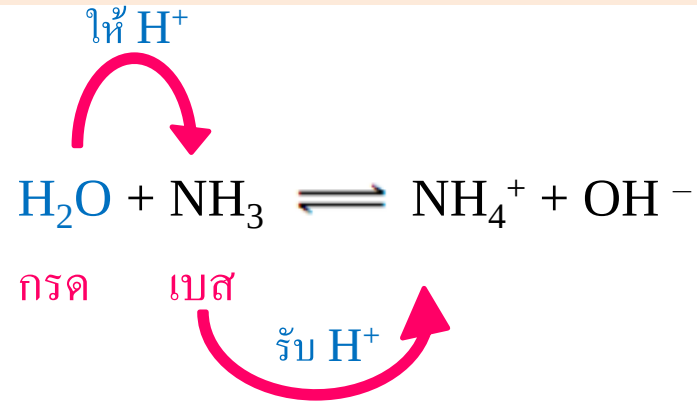
*สารที่จะเป็นเบสเบรินสเตต-ลาวรีได้จะต้องมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว ไม่เป็นบวก

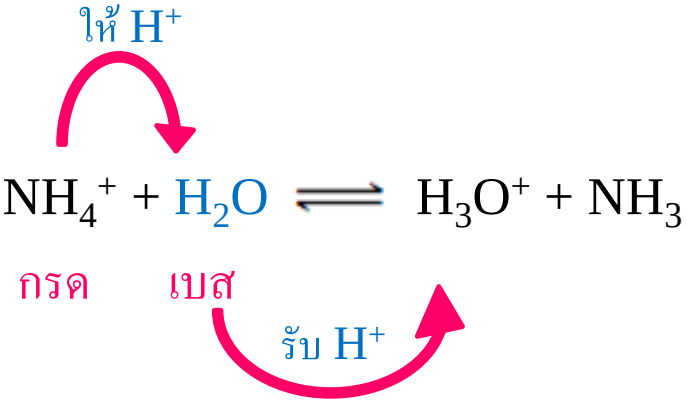
(จะเห็นได้ว่า คู่กรด-เบสนั้นจะมีจำนวนโปรตอน (H+) ต่างกัน 1 ตัว)

ข้อจำกัด สารที่จะทำหน้าที่เป็นกรดจะต้องมีโปรตอนอยู่ในสารนั้น (H^+)

สารที่เป็นได้ทั้งกรดและเบส (Amphoteric)

สารที่เป็นแอมโฟเทอริก ถ้าทำปฏิกิริยากับสารที่ให้โปรตอนได้ดีกว่า ตัวมันเองจะรับโปรตอน (ทำหน้าที่เป็นเบส) แต่ถ้าไปทำปฏิกิริยากับสารที่ให้โปรตอนได้ไม่ดี ตัวมันเองจะเป็นตัวให้โปรตอนกับสารนั้น (ทำหน้าเป็นกรด)

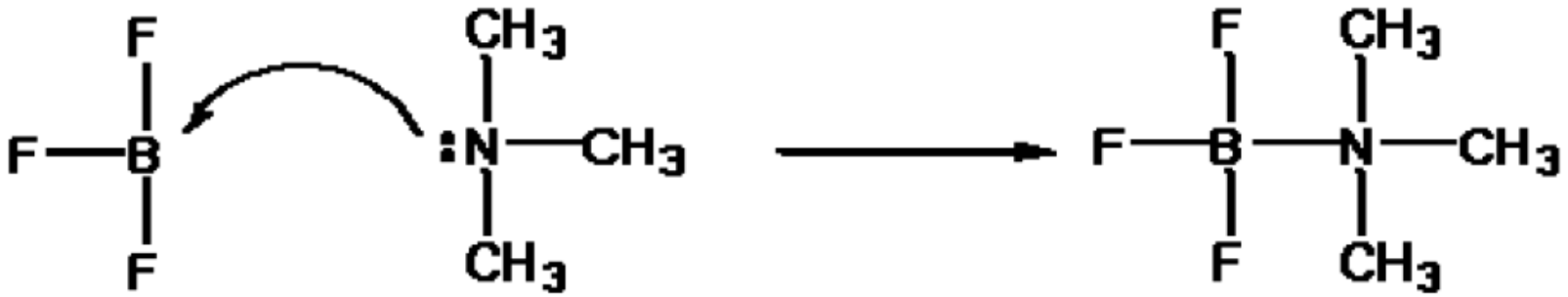




2.3 ทฤษฎีกรด-เบสของลิวอีส

กรด คือ สารที่สามารถรับอิเล็คตรอนคู่โดดเดี่ยว (Electron pair acceptor) จากสารอื่น

เบส คือ สารที่สามารถให้อิเล็คตรอนคู่โดดเดี่ยว (Electron pair donor) แก่สารอื่น



รับคู่อิเล็กตรอน ให้คู่อิเล็กตรอน เกิดพันธะโคเวเลนต์

กรด เบส

กรดรับอิเล็กตรอนเรียกว่าเป็น Electrophile และเบสให้อิเล็กตรอนเรียกว่าเป็น Nucleophile

ข้อดี คือ สามารถจำแนกกรด-เบส ที่ไม่มีทั้ง H หรือ OH^- ในสารนั้น สารอยู่ในสถานะแก๊สก็สามารถใช้ทฤษฎีลิวอิสอธิบายความเป็นกรดเบสได้

แบบฝึกหัด 1

1.ให้เขียนคู่กรด-เบสของสารต่อไปนี้

ก.	NH_4^+	คู่เบสคือ	ข.	HS^-	คู่กรดคือ
	$HClO$	คู่เบสคือ		HSO_4^-	คู่กรดคือ
	$H_2PO_4^-$	คู่เบสคือ		CO_3^{2-}	คู่กรดคือ
	HIO_4	คู่เบสคือ		HPO_4^{2-}	คู่กรดคือ
	CH_3COOH	คู่เบสคือ		PO_4^{3-}	คู่กรดคือ

2. จงระบุคู่กรด-เบสในปฏิกิริยาต่อไปนี้

$$CH_3COO^- + HCN \rightleftharpoons CH_3COOH + CN^-$$

$$HCO_3^- + HCO_3^- \rightleftharpoons H_2CO_3 + CO_3^{2-}$$

$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$$

$$HClO + CH_3NH_2 \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + ClO^-$$

3. จงเขียนสมการเมื่อสารต่อไปนี้ละลายน้ำ พร้อมบอกว่าสารเหล่านี้เป็นกรดหรือเบส

3.1 $HClO$ 3.3 H_2O 3.5 CH_3COOH

3.2 HNO_3 3.4 KOH 3.6 $Ca(OH)_2$

4.สารละลาย $Ba(OH)_2$ เข้มข้น $0.1\ mol/dm^3$ ปริมาตร $100\ cm^3$ ถ้าเติมน้ำให้มีปริมาตรเป็น $400\ cm^3$ ความเข้มข้นของ OH^- จะเป็นกี่โมลาร์

5.ในภาชนะมีสารละลายของกรดไนตริกปริมาตร $500\ cm^3$ พบว่ามีมีความเข้มข้นของโปรตอน $0.5\ mol/dm^3$ ถ้าหากนำสารละลายนี้มา $50\ cm^3$ แล้วปรับปริมาตรให้เป็น $250\ cm^3$ สารละลายจะมีความเข้มข้นของกรดไนตริกเท่าไร

3.Strong acid-base & Weak acid-base

3.1 การพิจารณาความแรงของกรดและเบส

3.1.1 ดูจากการแตกตัวของกรด

กรดและเบสที่แตกตัวได้ 100% จะเรียกว่ากรดแก่ และเบสแก่ แต่ถ้ากรดและเบสนั้นแตกตัวได้เพียงบางส่วนก็จะเรียกว่า กรดอ่อน หรือเบสอ่อน

การแตกตัวของกรดและเบสนั้นดูได้จากค่าคงที่สมดุลของการแตกตัวของกรดหรือเบส (K_a หรือ K_b)

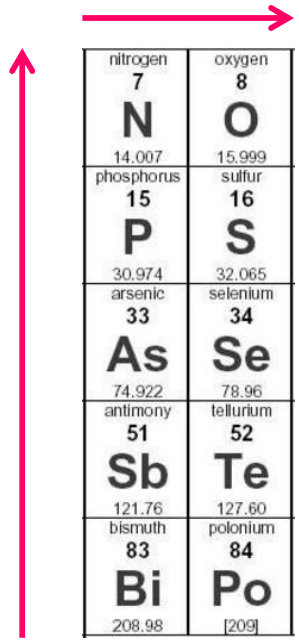
$HClO_2$	$K_a = 1.1 \times 10^{-2}$
HF	$K_a = 6.8 \times 10^{-4}$
CH_3COOH	$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$
H_2CO_3	$K_a = 4.4 \times 10^{-7}$

จงเรียงลำดับความแรงของกรดจากมากไปหาน้อยตามค่า K_a

NH_3	$K_b = 1.76 \times 10^{-5}$
N_2H_4	$K_b = 9.5 \times 10^{-7}$
$C_6H_5NH_2$	$K_b = 4.3 \times 10^{-10}$

จงเรียงลำดับความแรงของเบสจากมากไปหาน้อยตามค่า K_b

3.1.2 ดูจากการเรียงลำดับในตารางธาตุ



จงเรียงลำดับความแรงของกรดต่อไปนี้

1. H_2SO_4 H_2SeO_4 H_3PO_4 H_3AsO_4

2. $HClO$ $HClO_2$ $HClO_3$ $HClO_4$

3.2 การแตกตัวของกรดแก่และเบสแก่

การแตกตัวของกรดแก่และเบสแก่ จะแตกตัวได้หมด 100% เป็นไอออนได้หมดในตัวทำละลาย ซึ่งส่วนใหญ่เป็นน้ำ

$$HCl\ (aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-\ (aq)$$

1 โมล 1 โมล 1 โมล

$$[HCl] = [H^+] = [Cl^-] = 1 \text{ โมล/ลิตร}$$

$$NaOH\ (aq) \rightarrow Na^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

0.1 โมล 0.1 โมล 0.1 โมล

$$[NaOH] = [Na^+] = [OH^-] = 0.1 \text{ โมล/ลิตร}$$

การแตกตัวของกรดแก่และเบสแก่นั้น เขียนแทนด้วยลูกศร ⟶ ซึ่งแสดงการเปลี่ยนแปลงไปข้างหน้าเพียง อย่างเดียว

แบบฝึกหัด 2

1 จงคำนวณหาความเข้มข้นของไอออนแต่ละชนิดที่เกิดจากสารละลาย 0.015 M HNO_3

2 ถ้านำโพแทสเซียมไฮดรอกไซด์ 2.8 กรัมละลายน้ำ สารละลายมีปริมาตร 2 dm^3 ในสารละลายจะมีไอออนใดบ้างอย่างละกี่ mol/dm^3 (มวลอะตอม K=39, O=16, H=1)

3 สารละลายกรดแก่ (HA) 250 cm^3 มีปริมาณ H_3O^+ ไอออน 0.05 mol ถ้าเติมกรดนี้ลงไปอีก 0.2 mol โดยที่สารละลายมีปริมาตรคงเดิม สารละลายที่ได้จะมีความเข้มข้นเท่าใด

4 จงหาความเข้มข้นของไอออนแต่ละชนิด ที่เกิดจากการนำ NaOH 10.0 กรัม ละลายในน้ำทำเป็นสารละลาย 0.2 dm^3 (Na = 23, O = 16, H = 1)

5 ถ้าสารละลาย $NaNO_3$ แตกตัวได้อย่างสมบูรณ์ สารละลาย 0.01 M $NaNO_3$ ปริมาตร 200 มิลลิลิตร จะมีไอออนชนิดใดบ้างและอย่างละกี่โมล

3.2 การแตกตัวของกรดอ่อน

สารละลายกรดอ่อน เช่น กรดอะซีติก (CH_3COOH) เมื่อละลายน้ำ จะนำไฟฟ้าได้ไม่ดี ทั้งนี้ เพราะกรดอะซีติกแตกตัวเป็นไอออนได้เพียงบางส่วน เขียนแทนโดยสมการจะใช้ลูกศร $\rightleftharpoons$

ปริมาณการแตกตัวของกรดอ่อน นิยมบอกเป็นร้อยละ

ปริมาณการแตกตัวของกรดอ่อน นิยมบอกเป็นร้อยละ เช่น กรด HA แตกตัวได้ร้อยละ 10 ในน้ำหมายความว่า?

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรดอ่อน} = \frac{[H_3O^+]}{C} \times 100$$

C = ความเข้มข้นเริ่มต้นของกรดอ่อน หน่วย $mol/\ dm^3$

$[H_3O^+]$ = ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน ที่ภาวะสมดุล หน่วย mol/dm^3

การแตกตัวของกรดอ่อนชนิดเดียวกัน จะเพิ่มขึ้นเมื่อสารละลายมีความเจือจางมากขึ้น

CH_3COOH 1.0 M แตกตัวได้ 0.42 %

CH_3COOH 0.10 M แตกตัวได้ 1.30 %

CH_3COOH 0.010 M แตกตัวได้ 4.20 %

ตัวอย่าง 1 สารละลายกรด HB เข้มข้น 0.2 mol/dm^3 เมื่อละลายน้ำมีปริมาณ H_3O^+ ไอออน 0.05 mol จงคำนวณหาปริมาณการแตกตัวเป็นร้อยละ

ตัวอย่าง 2 สารละลายกรด HCN 0.02 M แตกตัวให้ $[H_3O^+]$ $1.2x10^{-5}$ M จงหา %การแตกตัว

ชนิดของกรดตามความสามารถในการให้โปรตรอน

1.กรดมอนอโปรติก (monoprotic acid dissociation)

กรดที่แตกตัวให้ H^+ ได้เพียง 1 ตัว

$$CH_3COOH\ (aq) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + CH_3COO^-\ (aq)$$

2.กรดโพลิโปรติก (polyprotic acid dissociation)

กรดที่มีโปรตอนมากกว่า 1 ตัว และสามารถแตกตัวให้ H^+ ได้มากกว่า 1 ตัว

Diprotic แตกตัวให้ 2โปรตอน

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$

$$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$$

triprotic แตกตัวให้ 3โปรตอน

$$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$$

$$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$$

$$HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$$

ค่าคงที่สมดุลของกรดอ่อน (Acid Ionization Constant, K_a)

กรดอ่อนแตกตัวได้เพียงบางส่วน ปฏิกิริยาการแตกตัวไปข้างหน้า และปฏิกิริยาย้อนกลับเกิดขึ้นได้พร้อมกัน และปฏิกิริยาการแตกตัวของกรดอ่อนนี้จะอยู่ใน **ภาวะสมดุล**

$$HA\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + A^-(aq)$$

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

K_a คือ ค่าคงที่สมดุลของกรดอ่อน (HA) และถือว่า $[H_2O]$ มีค่าคงที่

ถ้าค่า K_a มีค่ามากแสดงว่ากรดมีความแรงมาก แตกตัวได้ดี ถ้าค่า K_a น้อยแสดงว่ากรดแตกตัวได้น้อย มีความแรงน้อย สำหรับกรดที่แตกตัวได้ 100% จะไม่มีค่า K_a

กรณีกรดไดโปรติก

$$H_2S\ (aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + HS^-\ (aq)$$

$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+][HS^-]}{[H_2S]} = 1.1 \times 10^{-7}$$

$$HS^-\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + S^{2-}\ (aq)$$

$$K_{a2} = \frac{[H_3O^+][S^{2-}]}{[HS^-]} = 1.10 \times 10^{-14}$$

จะเห็นว่าค่า $K_{a1} > K_{a2}$ หมายความว่า ?

กรณีกรดไตรโปรติก

$$H_3PO_4(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + H_2PO_4^-(aq)$$

$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 5.9 \times 10^{-3}$$

$$H_2PO_4^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + HPO_4^{2-}(aq)$$

$$K_{a2} = \frac{[H_3O^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 6.2 \times 10^{-8}$$

$$HPO_4^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + PO_4^{3-}(aq)$$

$$K_{a3} = \frac{[H_3O^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 4.8 \times 10^{-13}$$

การคำนวณ ที่ภาวะสมดุล โดยใช้ค่า K_a และ K_b และร้อยละการแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อน

กรดอ่อน

C เป็นความเข้มข้นเริ่มต้นของกรดอ่อน (mol/ dm^3)

X เป็นความเข้มข้นของกรดอ่อนที่แตกตัวได้

จงเขียนสมการแสดงค่า K_a

$$HA\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + A^-(aq)$$

กรณีที่ 1 $\frac{C}{K_a} \geq 1000$

กำหนดให้ $(C-[H^+]) \approx C$

กรณีที่ 2 $\frac{C}{K_a} < 1000$

$(C-[H^+])$ จะมีค่าแตกต่างกับค่า C มาก

เบสอ่อน

C เป็นความเข้มข้นเริ่มต้นของเบสอ่อน (mol/ dm^3)

X เป็นความเข้มข้นของเบสอ่อนที่แตกตัวได้

จงเขียนสมการแสดงค่า K_b

$$B\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons BH^+(aq) + OH^-(aq)$$

กรณีที่ 1 $\frac{C}{K_b} \geq 1000$

กำหนดให้ $(C-[OH^-]) \approx C$

กรณีที่ 2 $\frac{C}{K_b} < 1000$

$(C-[OH^-])$ จะมีค่าแตกต่างกับค่า C มาก

สรุปสูตรการแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อน

กรดอ่อน

กรณีที่ $\frac{C}{K_a} \geq 1000$

$$[H_3O^+] = [\text{คู่เบสของกรดอ่อน}] = \sqrt{K_aC}$$

$$\text{ร้อยละการแตกตัว} = \frac{[H_3O^+]}{C} \times 100$$

$$= \frac{\sqrt{K_aC}}{C} \times 100$$

เบสอ่อน

กรณีที่ $\frac{C}{K_b} \geq 1000$

$$[OH^-] = [\text{คู่กรดของเบสอ่อน}] = \sqrt{K_bC}$$

$$\text{ร้อยละการแตกตัว} = \frac{[OH^+]}{C} \times 100$$

$$= \frac{\sqrt{K_bC}}{C} \times 100$$

ตัวอย่าง 3 สารละลายเบส NH_3 เข้มข้น 2.0 M จะมีความเข้มข้นของ OH^- เท่าใด กำหนด K_b ของเบสนี้เท่ากับ 1.8×10^{-5}

ตัวอย่าง 4 สารละลายกรด HA มีค่า K_a เป็น 6.8×10^{-4} สารละลายกรดนี้มีความเข้มข้น 1 mol/dm^3 สารละลายกรดนี้จะมีความเข้มข้นของ H_3O^+ เท่าใด

ตัวอย่าง 5 แอมโมเนียจำนวน 0.106 mol ละลายในน้ำ 1 dm^3 ที่ภาวะสมดุลแตกตัวให้ NH_4^+ และ OH^- เท่ากัน คือ 1.38 $\times 10^{-3}$ mol จงหาค่าคงที่ของการ แตกตัวของ NH_3

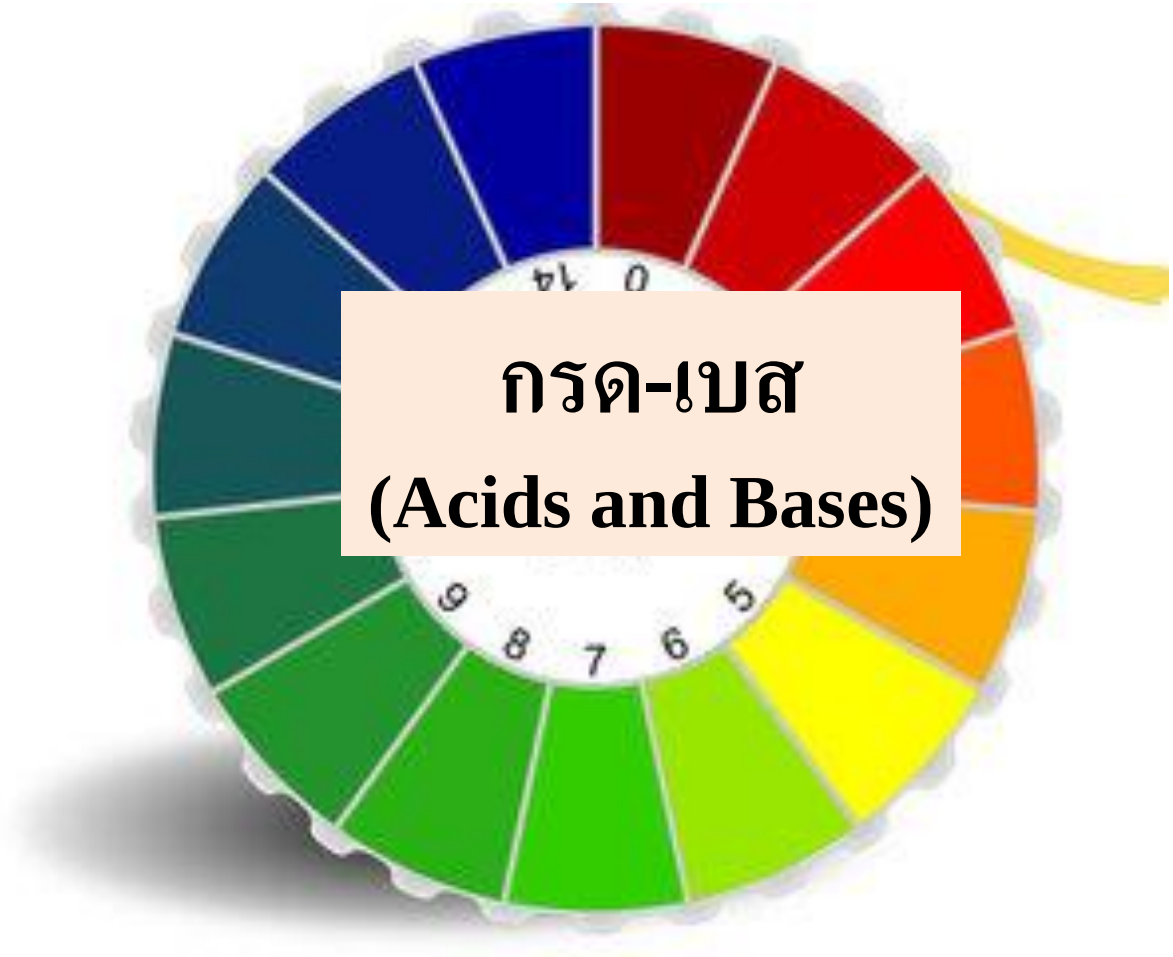
ตัวอย่าง 6 จงเรียงลำดับความแรงของกรดจากข้อมูลต่อไปนี้

กรด	ความเข้มข้น M	ร้อยละการแตกตัว
HA	0.1	2
HB	0.2	4
HC	0.3	1

ตัวอย่าง 7 ที่ 25 ^{0}C กรดอะซีติก (CH_3COOH) เข้มข้น 0.1 mol/dm^3 แตกตัวได้ 1.34 % จงคำนวณหาความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน อะซีเตตไอออน และ K_a

ตัวอย่าง 8 จงคำนวณหาความเข้มข้นของ H^+, SO_4^{2-} และ HSO_4^- ของสารละลายกรด H_2SO_4 เข้มข้น 0.5 mol/dm^3 กำหนดค่า $K_{a2} = 1.26 \times 10^{-2}$

ตัวอย่าง 9 จากการศึกษาพบว่าสารละลาย NH_3 0.10 mol/dm^3 แตกตัวให้ NH_4^+ และ OH^- เท่ากับ 1.88×10^{-3} mol/dm^3 ถ้าใช้สารละลาย NH_3 เข้มข้น 0.20 mol/dm^3 จะแตกตัวได้กี่เปอร์เซ็นต์



กรด-เบส
(Acids and Bases)

การแตกตัวของน้ำบริสุทธิ์

น้ำเป็นอิเล็กโทรไลต์ที่อ่อนมาก แตกตัวได้น้อยมาก ดังนั้น การนำไฟฟ้าของน้ำจะน้อย จนไม่สามารถตรวจสอบได้ด้วยการนำไฟฟ้าผ่านหลอดไฟ แต่ตรวจได้ด้วยเครื่องวัดกระแส

ตัวอย่างน้ำ	ตรวจโดยใช้หลอดไฟ	วัดด้วยแอมมิเตอร์
น้ำกลั่นอุณหภูมิห้อง	หลอดไฟไม่สว่าง	40
น้ำกลั่นที่อุณหภูมิ 70 องศา	หลอดไฟไม่สว่าง	80
น้ำประปา	หลอดไฟไม่สว่าง	85
น้ำฝน	หลอดไฟไม่สว่าง	80

ตามทฤษฎีของเบรินสเตดและเลารี น้ำทำหน้าที่เป็นทั้งกรดและเบส ไอออนที่เกิดขึ้นจากการแตกตัวของน้ำ และมีการถ่ายเทโปรตอนกันเองได้ (ออโตไอออไนเซชัน)

น้ำบริสุทธิ์มีสภาพเป็นกลาง เนื่องจากปริมาณ H_3O^+ เท่ากับ OH^- ค่าคงที่ที่สมดุลของน้ำมีค่าเปลี่ยนแปลงตามอุณหภูมิ

ค่า K_w ของน้ำที่อุณหภูมิต่างๆ

อุณหภูมิ (°C)	K_w
0	0.114×10^{-14}
10	0.292×10^{-14}
20	0.681×10^{-14}
25	1.010×10^{-14}
30	1.470×10^{-14}
40	2.920×10^{-14}
50	5.470×10^{-14}

$$H_2O(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

เนื่องจากระบบนี้อยู่ในภาวะสมดุล สามารถเขียนสมการค่าคงที่สมดุลของ H_2O ได้

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

K_w คือค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ มีค่าเท่ากับ 1×10^{-14} ที่ 25 ^{0}C เนื่องจากน้ำบริสุทธิ์แตกตัวเป็นไอออนจะให้ ความเข้มข้นของ H_3O^+ และ OH^- เท่ากัน

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

เมื่อ H_3O^+ มากขึ้น น้ำพยายามรักษาสมดุล โดยที่ H_3O^+ จะรวมกับ OH^- เกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ คือได้ H_2O มากขึ้น และ $[OH^-]$ จะลดลง ปฏิกิริยาก็จะเข้าสู่ภาวะสมดุลอีกครั้งหนึ่ง

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

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

การพิจารณาว่าสารละลายเป็นกรดหรือเบส

ถ้า $[H_3O^+] = [OH^-]$ สารละลายเป็นกลาง

ถ้า $[H_3O^+] > [OH^-]$ สารละลายเป็นกรด

ถ้า $[H_3O^+] < [OH^-]$ สารละลายเป็นเบส

จงเขียนความสัมพันธ์ระหว่าง K_a, K_b, และ K_w

ให้ HA และ A^- เป็นคู่กรด-เบส

$$HA(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + A^-(aq)$$

$$A^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HA(aq) + OH^-(aq)$$

ตัวอย่างที่ 10 สารละลายชนิดหนึ่งมี $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2}$ mol/dm^3 $[OH^-]$ จะมีค่าเท่าใด

ตัวอย่างที่ 11 เมื่อเติม H_3O^+ จำนวน 1.0×10^{-3} mol ลงไปในน้ำ จงคำนวณหาความเข้มข้นของ OH^- โดยสารละลายนี้มีปริมาตร 1 dm^3

ตัวอย่างที่ 12 ถ้าสารละลายแก๊ส HCl 3.65 กรัมในน้ำและสารละลายมีปริมาตร 5 dm^3 จงหาความเข้มข้นของ H_3O^+ และ OH^- ในสารละลาย ($H = 1$, $Cl = 35.5$)

ตัวอย่างที่ 13 กำหนดค่า K_a ของ CH_3COOH ให้เท่ากับ 1.8×10^{-5} ให้หาค่า K_b ของคู่เบสของ CH_3COOH

ตัวอย่างที่ 14 กำหนดค่า K_b ของ N_2H_4 ให้เท่ากับ 1.7×10^{-6} ให้หาค่า K_a ของคู่กรดของ N_2H_4

pH ของสารละลาย

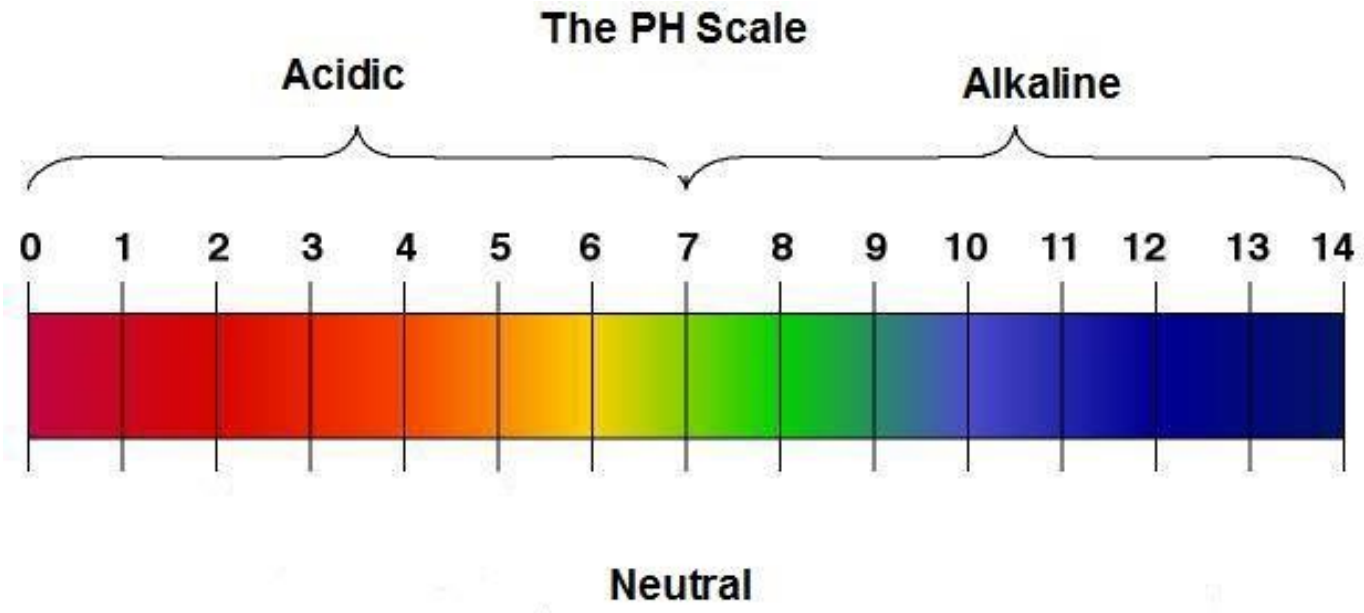
pH คือ ค่าที่แสดงถึงความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออน (H^+) หรือไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) ใช้บอกความเป็นกรดหรือเบสของสารละลาย

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

หรือ $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

น้ำบริสุทธิ์ที่อุณหภูมิ 25 ^{0}C จะมี $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7}$ mol/dm^3

น้ำบริสุทธิ์มี pH = ?



ถ้า $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-5}$

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log [1 \times 10^{-5}] = 5$ (เป็นกรด)

ถ้า $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-9}$

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log [1 \times 10^{-9}] = 9$ (เป็นเบส)

pOH ของสารละลาย

pOH ของสารละลาย คือ ค่าที่บอกความเข้มข้นของ OH^- ในสารละลายมีค่าเท่ากับ $-\log[OH^-]$

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pH + pOH = 14$$

วิธีวัด pH ของสารละลายวัดได้ 2 วิธี

1. วิธีเปรียบเทียบสี

โดยเติมอินดิเคเตอร์ที่ เหมาะสมลงไปในสารละลายที่ต้องการวัด pH แล้วเปรียบเทียบสีกับสารละลายบัฟเฟอร์ที่ทราบค่า pH แน่นอน ซึ่งได้เติมอินดิเคเตอร์ชนิดเดียวกันไปแล้ว หรือใช้กระดาษชุบอินดิเคเตอร์ (กระดาษ pH) จุ่มลงไปแล้วเปรียบเทียบกับสีมาตรฐาน

2. วิธีวัดความต่างศักย์

วัด pH ได้อย่างละเอียด โดยการใช้เครื่องมือที่เรียกว่า พีเอชมิเตอร์ ซึ่งวัด pH ของสารละลายได้โดยการวัดความต่างศักย์ระหว่างขั้วไฟฟ้า 2 ขั้ว

ตัวอย่างที่ 15 ให้หาค่า pH ของสารละลายที่มี H_3O^+ เท่ากับ 1×10^{-11} และ 6×10^{-4} mol/dm^3

ตัวอย่างที่ 16 สารละลายชนิดหนึ่งมี pH = 4.00 จะมีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนเป็นเท่าใด

แบบฝึกหัด 3

1 จงคำนวณหาความเข้มข้นของ $[H^+]$ หน่วยเป็น mol/L ของสารละลายต่อไปนี้

1.1 สารละลายที่มี pH = 8.00

1.2 สารละลายที่มี pH = 4.20

1.3 สารละลายที่มี pH = 9.40

1.4 สารละลาย HCl 2.5×10^{-3} M

1.5 สารละลาย NaOH 1.0×10^{-5} M

1.6 สารละลาย CH_3COOH 0.1 M $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

2 จงคำนวณหา $[OH^-]$ และ pOH ในสารละลายซึ่งมี pH = 8.37

3 สารละลายเบสอ่อนชนิดหนึ่งเข้มข้น 0.30 M มี pH 10.66 เบสชนิดนี้มีค่า K_b เท่าไร

4 จงคำนวณหา $[H^+]$, $[OH^-]$, pH และ pOH ของสารละลายที่มี HBr 0.01 mol ในน้ำ 500 cm^3

5 กรดไฮโดรไซยานิก (HCN) เมื่อละลายน้ำแตกตัว 0.01 % สารละลายของกรดนี้เข้มข้น 0.1 mol/dm^3 จะมี pH เท่าใด

6 กรดอะซีติก ความเข้มข้น 0.2 M มีค่า pH เท่าไร ($K_a = 1.8x10^{-5}$)

7 จงคำนวณหาร้อยละของการแตกตัวของสารละลายกรดไฮโดรฟลูออริก เข้มข้น 0.60 M ซึ่งมีค่า $K_a = 7.1x10^{-4}$

8 สารละลายกรดโมโนโปรติกชนิดหนึ่งเข้มข้น 0.04 M มีการแตกตัว 14% จงคำนวณหาค่าคงที่การแตกตัวของกรดนี้

9 จงคำนวณหา pH ของสารละลายต่อไปนี้ และให้เรียงลำดับ pH จากน้อยไปมาก

9.1 สารละลาย CH_3COOH 0.4 M $K_a = 1.8x10^{-5}$

9.2 สารละลาย HCOOH 0.4 M $K_a = 1.7x10^{-4}$

9.3 สารละลาย HNO_3 0.4 M

10 จงคำนวณหา pH ของการไฮโดรไลซิสของสารละลายโซเดียมอะซิเตต 1 โมลาร์กำหนดให้ K_a ของกรดอะซีติก = 1.85×10^{-5}

ไฮโดรไลซิส

ปฏิกิริยาระหว่างเกลือกับน้ำ เกลือเป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ เมื่อเกลือละลายในน้ำ เกลือจะแตกตัวออกเป็นไอออนบวกและไอออนลบทั้งหมด สมบัติของสารละลายของเกลือ จึงขึ้นอยู่กับไอออนบวกและไอออนลบในสารละลายนั้น

NH_4Cl แตกตัวในน้ำได้ ?

ถ้าไอออนลบของเกลือเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสจะทำให้สารละลายแสดงสมบัติความเป็นเบส และถ้าไอออนบวกของเกลือเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส จะทำให้สารละลายแสดงสมบัติความเป็นกรด

การพิจารณาว่าไอออนลบใดจะเกิดไฮโดรไลซิส

1. ถ้าเป็นไอออนลบของกรดแก่ เช่น Cl^-, Br^-, I^- , NO_3^- และ ClO_4^- จะไม่ทำปฏิกิริยากับน้ำ ดังนั้นจะไม่มีผลต่อค่าความเป็นกรด-เบสของสารละลาย

2. ไอออนลบของกรดอ่อน เช่น CH_3COO^-, ClO^-, CN^- และ CO_3^{2-} สามารถรับโปรตอนจากน้ำเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสได้สารละลายที่เป็นเบส

การพิจารณาว่าไอออนบวกใดจะเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส

1. ไอออนบวกของโลหะหมู่ IA หรือ IIA (ยกเว้น Be) ได้แก่ Li^+ , Na^+ , K^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} และ Ba^{2+} จะไม่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส รวมทั้งไอออนบวกของเบสแก่ทั้งหมด

2. แอมโมเนียมไอออนของเกลือแอมโมเนียมจะเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส และทำให้สารละลายเป็นกรด

จงบอกว่าเกลือต่อไปนี้มาจากกรดและเบสชนิดใด และเมื่อนำเกลือดังกล่าวมาละลายน้ำ สารละลายที่ได้เป็นกรดหรือเบส

1. K_2SO_4
2. KNO_3
3. CH_3COONa
4. Na_2CO_3
5. NaCN
6. NH_4I
7. NH_4NO_3
8. NH_4CN
9. CH_3COONH_4
10. LiBr
11. $Ca(NO_3)_2$
12. $BaSO_4$

แบบฝึกหัด 4

Ex1 จงหา pH ของสารละลาย 0.1 โมล/ลิตรของ NH_4CN กำหนดให้ K_a ของ HCN = $4x10^{-10}$ K_b ของ NH_4OH = 1.8×10^{-5}

Ex2 เกลือ CH_3COONa จำนวน 0.1 mol ละลายในน้ำ 1 dm^3 สารละลายจะมี pH เท่าใด (K_a ของ CH_3COOH เท่ากับ 1.8×10^{-5})

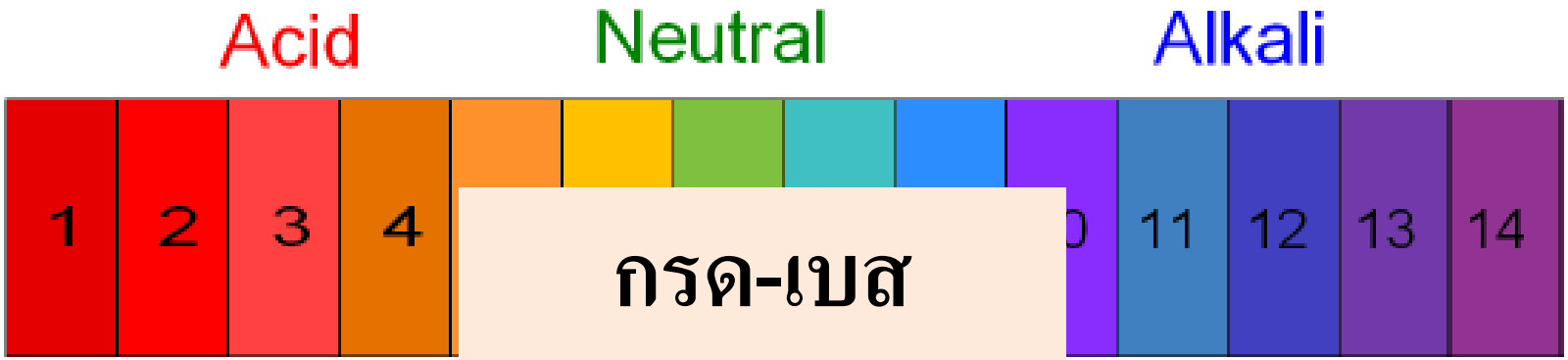
Ex3 ให้หาค่า pH ของสารละลาย 0.1 mol/dm^3 NH_4Cl (กำหนด K_b ของ NH_3 = $1.8x\ 10^{-5}$)

Ex4 ให้คำนวณหาค่า pH ของสารละลายที่เกิดจากการผสม สารละลาย 0.1 mol/dm^3 NaOH จำนวน 300 cm^3 และสารละลาย CH_3COOH 0.15 mol/dm^3 จำนวน 200 cm^3 (กำหนด K_a ของ CH_3COOH = 1.8×10^{-5})

Ex1 จงหา pH ของสารละลาย 0.1 โมล/ลิตรของ NH_4CN กำหนดให้ K_a ของ HCN = $4x10^{-10}$
K_b ของ NH_4OH = 1.8×10^{-5}

Ex3 ให้หาค่า pH ของสารละลาย 0.1 mol/dm^3 NH_4Cl (กำหนด K_b ของ NH_3 = $1.8x\ 10^{-5}$)

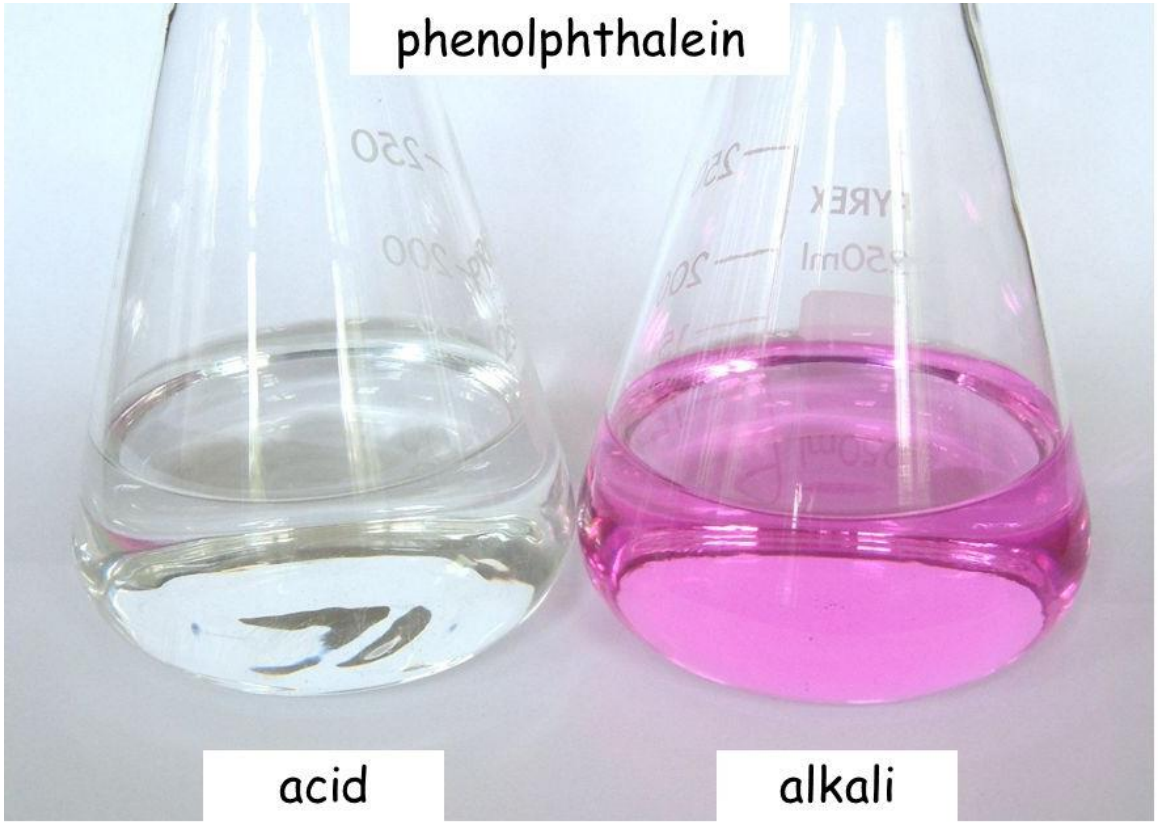
Ex4 ให้คำนวณหาค่า pH ของสารละลายที่เกิดจากการผสม สารละลาย 0.1 mol/dm^3 NaOH จำนวน 300 cm^3 และสารละลาย CH_3COOH 0.15 mol/dm^3 จำนวน 200 cm^3 (กำหนด K_a ของ $CH_3COOH = 1.8 \times 10^{-5}$)



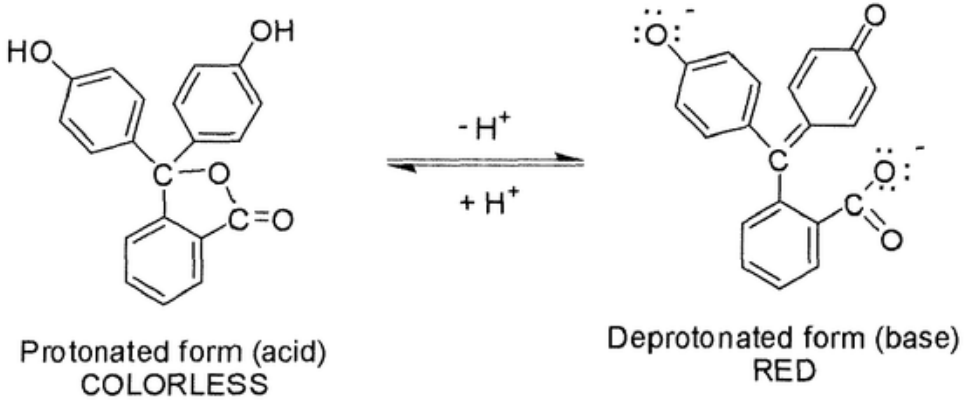
กรด-เบส
(Acids and Bases)

Indicator

สารที่ใช้บอกความเป็นกรด-เบส ของสารละลายได้อย่างหนึ่ง สารประกอบที่เปลี่ยนสีได้ที่ pH เฉพาะตัว จะถูกนำมาใช้เป็นอินดิเคเตอร์ได้



ฟีนอล์ฟทาลีน



การเปลี่ยนสีของฟีนอล์ฟทาลีน

รูปกรดและรูปเบสของอินดิเคเตอร์มีภาวะสมดุล เขียนแสดงได้ด้วยสมการ

$$HIn(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + In^-(aq)$$

HIn เป็นสัญลักษณ์ของอินดิเคเตอร์ที่อยู่ในรูปกรดไม่มีสี (Acid form)

In^- เป็นสัญลักษณ์ของอินดิเคเตอร์ที่อยู่ในรูปเบสมีสีชมพู (Basic form)

เมื่อเติมกรด (H_3O^+) จะเกิดอะไรขึ้น?

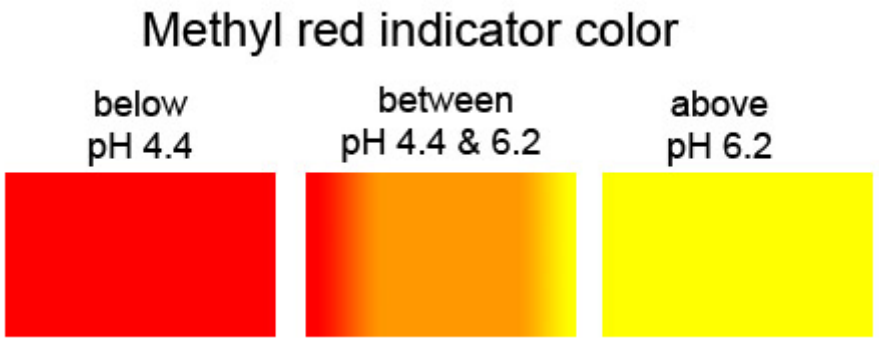
เมื่อเติมเบส (OH^-) จะเกิดอะไรขึ้น?

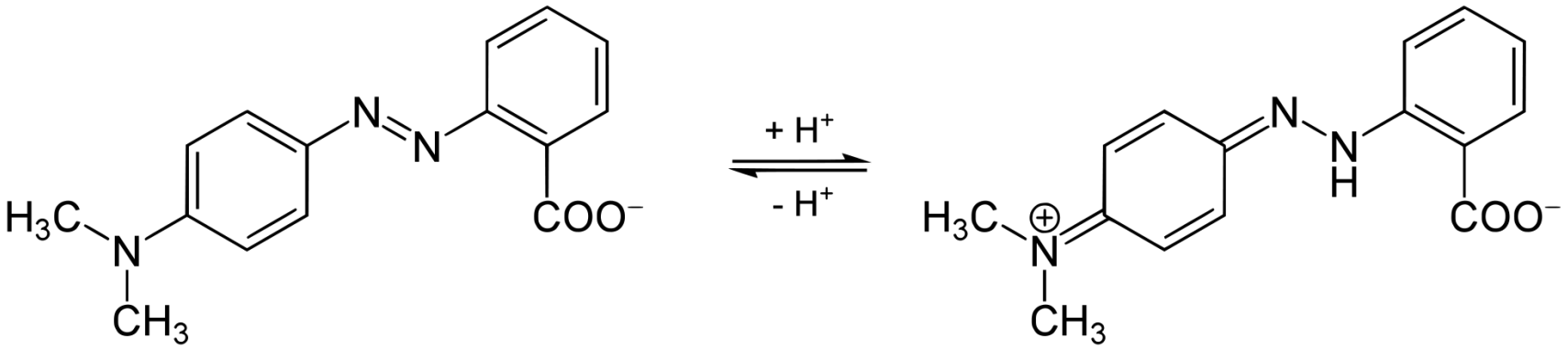
ตัวอย่างเช่น เมทิลเรด มีช่วง pH 4.4 - 6.2 หมายความว่า สารละลายที่หยดเมทิลเรดลงไป จะเปลี่ยนสี จาก รูปกรด (แดง) ไปเป็นรูปเบส (เหลือง) ในช่วง pH ตั้งแต่ 4.4 - 6.2

pH < 4.4 จะให้สี.....

pH อยู่ระหว่าง 4.4 - 6.2 จะให้สี.....

pH > 6.2 จะให้สี.....





ตารางแสดงช่วง pH ที่เปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ชนิดต่าง ๆ

อินดิเคเตอร์	ช่วง pH ของการเปลี่ยนสี	สีที่เปลี่ยน
ไทมอลบลู (กรด)	1.2-2.8	แดง-เหลือง
โบรโมฟีนอลบลู	3.0-4.6	เหลือง-น้ำเงิน
คองโกเรด	3.0-5.0	น้ำเงิน-แดง
เมทิลออร์เรนจ์	3.2-4.4	แดง-เหลือง
โบรโมครีซอลกรีน	3.8-5.4	เหลือง-น้ำเงิน
อะโซลิตมิน(ลิตมัส)	5.0-8.0	แดง-น้ำเงิน
โบรโมครีซอลเพอร์เพิล	5.2-6.8	เหลือง-ม่วง
บรอมไทมอลบลู	6.0-7.6	เหลือง-น้ำเงิน
ครีซอลเรด	7.0-8.8	เหลือง-แดง
ฟีนอลเรด	6.8-8.4	เหลือง-แดง
ไทมอลบลู (เบส)	8.0-9.6	เหลือง-น้ำเงิน
ฟีนอล์ฟทาลีน	8.3-10.0	ไม่มีสี-สีชมพู
ไทมอล์ฟทาลีน	9.4-10.6	ไม่มีสี-สีน้ำเงิน
อะลิซาลินเยลโล	10.1-12.0	เหลือง-แดง

การหาค่า pH ของสารละลายหนึ่งๆ อาจจะต้องใช้อินดิเคเตอร์หลาย ๆ ตัวแล้วนำข้อมูลมาวิเคราะห์ pH ของสารละลายร่วมกัน

ตัวอย่างที่ 1 การทดลองหาค่า pH ของสารละลายชนิดหนึ่ง โดยใช้อินดิเคเตอร์ 5 ชนิดด้วยกัน ผลการทดลองเป็นดังตาราง จงหาค่า pH ของสารละลายนี้

ชนิดของอินดิเคเตอร์	สีที่เปลี่ยน	ช่วง pH	สีสารละลายที่ได้จากการทดลอง
methyl yellow	แดง-เหลือง	2.9-4.0	เหลือง
Methyl red	แดง-เหลือง	4.4-6.2	ส้ม
Bromeresol green	เหลือง-น้ำเงิน	3.8-5.4	น้ำเงิน
Bromothymol blue	เหลือง-น้ำเงิน	6.0-7.6	เหลือง
Phenophtalein	ไม่มีสี-สีชมพู	8.0-9.6	ไม่มีสี

การไทเทรตกรด-เบส

กระบวนการหาปริมาณสาร โดยวิธีใช้สารละลายมาตรฐานที่ทราบค่าความเข้มข้นที่แน่นอนทำปฏิกิริยากับสารตัวอย่าง โดยอาศัยหลักการเกิดปฏิกิริยาระหว่างสารละลายกรดและเบสที่เข้าทำปฏิกิริยากันพอดี ทำให้คำนวณหาความเข้มข้นหรือปริมาณของสารตัวอย่างดังกล่าวได้

ปฏิกิริยาระหว่างกรดและเบส ซึ่งเข้าทำปฏิกิริยาพอดีกันได้สารผลิตภัณฑ์ คือ เกลือและน้ำ เรียกว่า ปฏิกิริยาการสะเทิน Neutralization reaction

$$HCl(aq) + NaOH\ (aq) \rightarrow$$

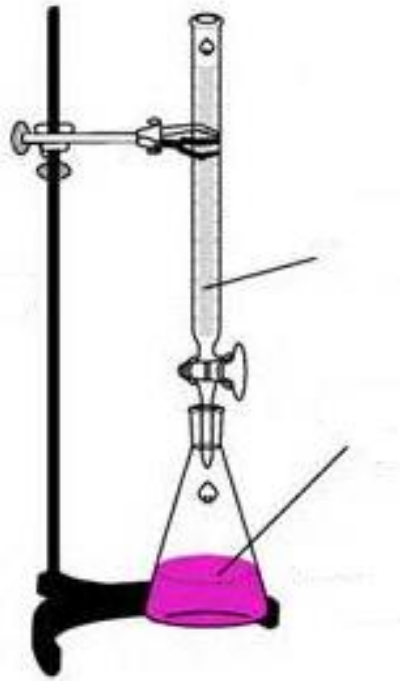
$$CH_3COOH\ (aq) + NaOH\ (aq) \rightarrow$$

$$HCl\ (aq) + NH_4OH\ (aq) \rightarrow$$

วิธีการไทเทรตกรด-เบส

นำสารละลายกรดหรือเบสตัวอย่างที่ต้องการวิเคราะห์หาปริมาณ มาทำการไทเทรตกับสารละลายเบสหรือกรดมาตรฐานที่ทราบค่าความเข้มข้นที่แน่นอน

ตัวอย่างเช่น การหาค่าสารละลายกรด HCl ว่ามีความเข้มข้นเท่าใด



จุดสมมูล (Equivalence point)

ในการไทเทรตกรด-เบส จุดที่กรดและเบสทำปฏิกิริยากันพอดี หรือจุดที่ H_3O^+ ไอออนหรือ H^+ ทำปฏิกิริยาพอดีกับ OH^- ไอออน ด้วยจำนวนโมลที่เท่ากัน เรียกว่า จุดสมมูล

ถ้าใช้พีเอชมิเตอร์วัดหาค่า pH ณ จุดสมมูลจะพบว่า จุดสมมูลของปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส แต่ละปฏิกิริยาหรือแต่ละคู่จะมี pH ที่จุดสมมูลแตกต่างกันขึ้นอยู่กับชนิดของกรดและเบส

ถ้าเป็นการไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสแก่ pH ของสารละลาย ที่จุดสมมูลประมาณ 7

ถ้าเป็นการไทเทรตระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่ pH ของสารละลาย ณ จุดสมมูล.....

ถ้าเป็นการไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน pH ของสารละลาย ณ จุดสมมูล.....

จุดยุติ (End point)

ปฏิกิริยาการไทเทรตถึงจุดสมมูลหรือยังนั้น จะต้องมีวิธีการที่จะหาจุดสมมูล วิธีการหนึ่งคือ การใช้อินดิเคเตอร์โดยอินดิเคเตอร์จะต้องเปลี่ยนสีที่จุดที่พอดีหรือใกล้เคียงกับจุดสมมูล นั่นคือ จุดที่อินดิเคเตอร์เปลี่ยนสี จะเรียกว่า จุดยุติ

กราฟของการไทเทรต

กราฟที่ได้จากการเขียนระหว่าง pH ของสารละลายที่เปลี่ยนไปขณะไทเทรต กับปริมาตรของสารละลายมาตรฐาน จุดประสงค์ของการเขียนกราฟของการไทเทรต เพื่อศึกษาดูว่า การไทเทรตระหว่างกรด-เบสคู่นั้นจะทำได้หรือไม่ และยังใช้เป็นส่วนหนึ่งในการเลือกใช้ อินดิเคเตอร์อีกด้วย

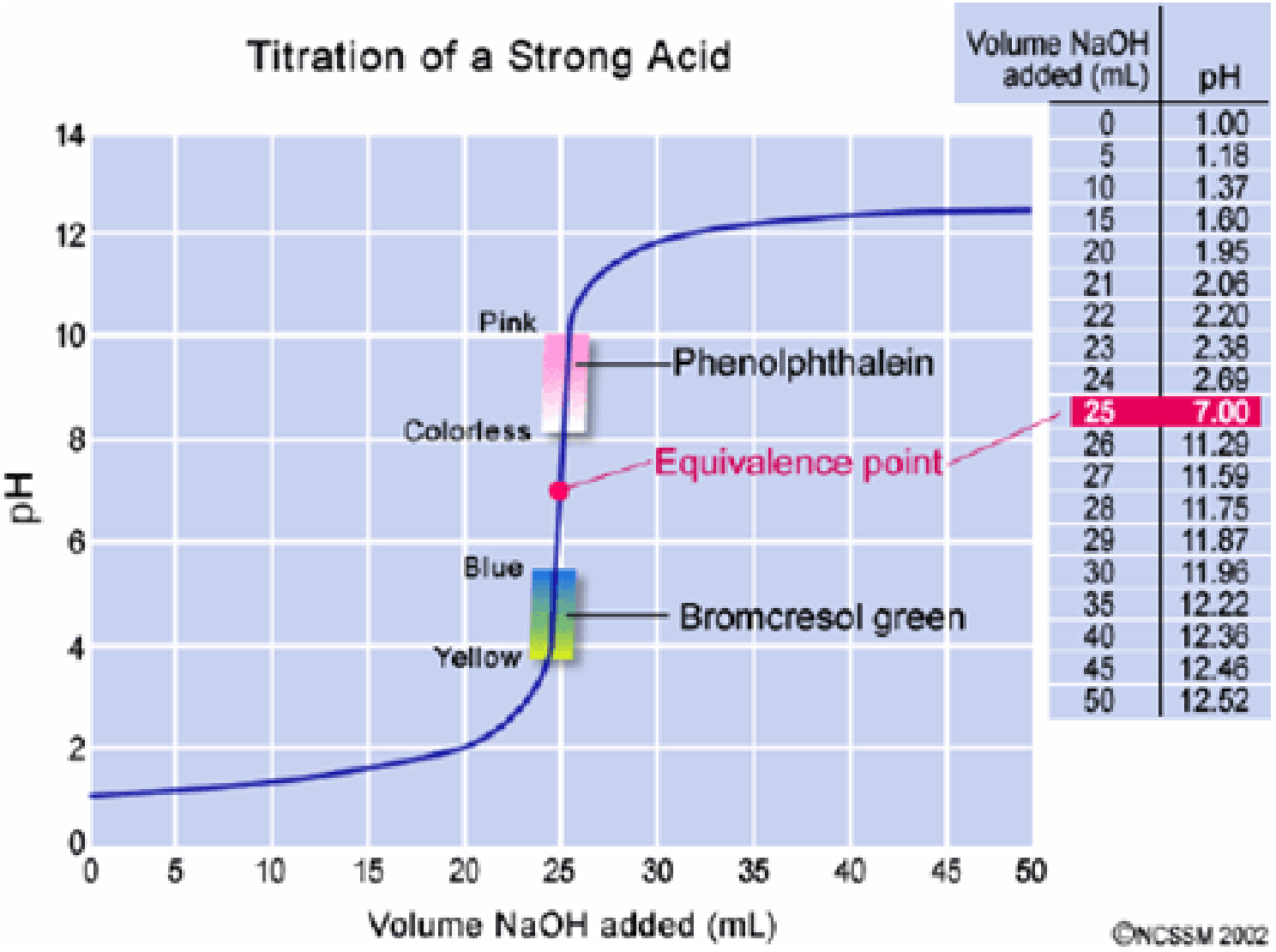
กราฟของการไทเทรตแบ่งออกได้เป็น 3 ช่วง คือ

1. ก่อนถึงจุดสมมูล

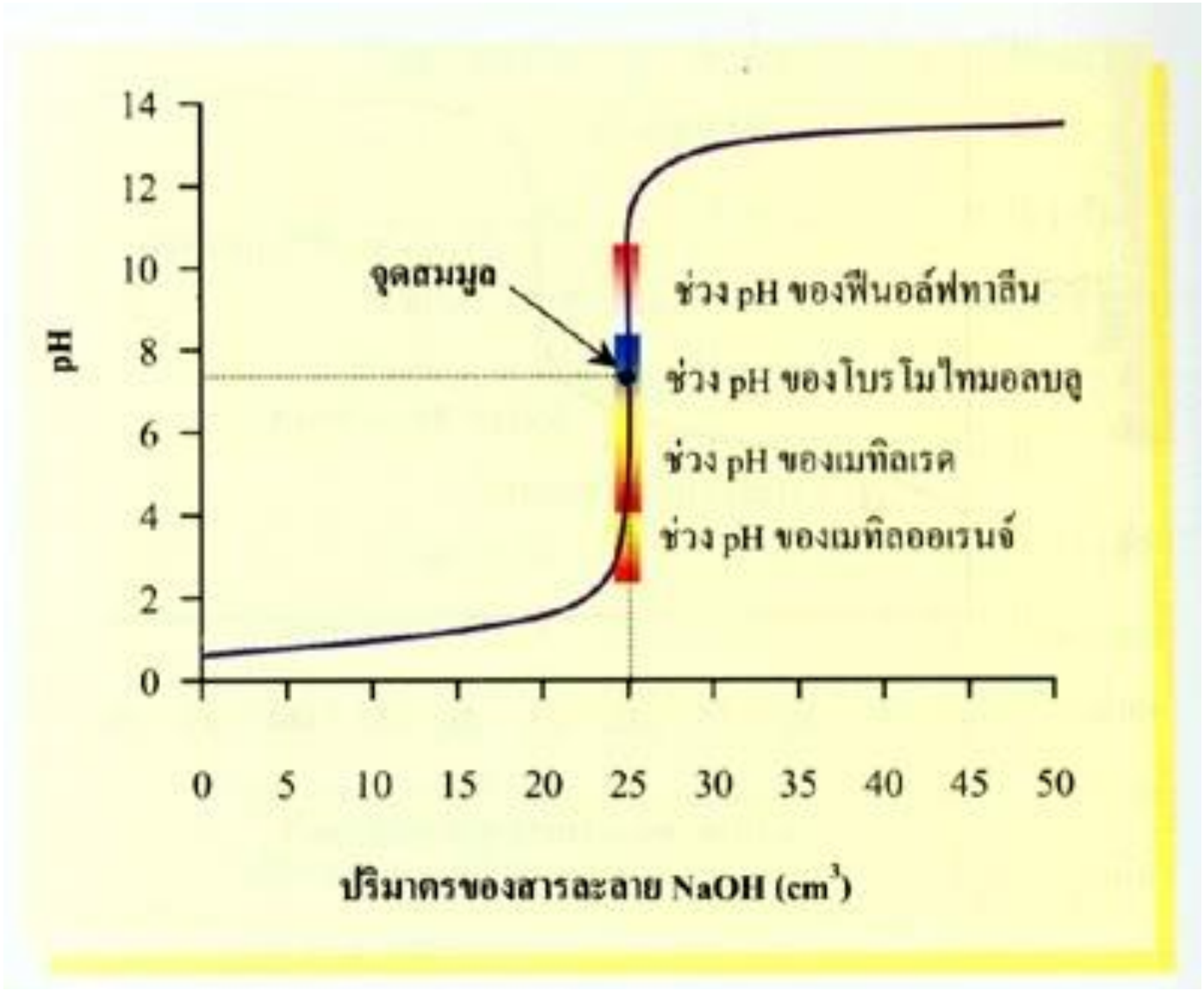
2. ที่จุดสมมูล จำนวนโมลของกรดทำปฏิกิริยาพอดีกับโมลของเบส

3. หลังจุดสมมูล

1. การไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสแก่



Volume NaOH added (mL)	pH
0	1.00
5	1.18
10	1.37
15	1.60
20	1.95
21	2.06
22	2.20
23	2.38
24	2.69
25	7.00
26	11.29
27	11.59
28	11.75
29	11.87
30	11.96
35	12.22
40	12.36
45	12.46
50	12.52


14
12
10
8
6
4
2
0
pH
จุดสมมูล
ช่วง pH ของฟีนอล์ฟทาลีน
ช่วง pH ของโบรโมไทมอลบลู
ช่วง pH ของเมทิลเรด
ช่วง pH ของเมทิลออเรนจ์
0 5 10 15 20 25 30 35 40 45 50
ปริมาตรของสารละลาย NaOH (cm^3)

การไทเทรตระหว่างกรดแก่และเบสแก่ สารละลายผลิตภัณฑ์ที่ได้เป็นเกลือที่ไม่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส ดังนั้น การหาค่า pH คำนวณจากปริมาณ H_3O^+ หรือ OH^- ที่มีอยู่ในสารละลายนั้นได้โดยตรง

ตัวอย่างที่ 17 ในการไทเทรต HCl 0.100 mol/dm^3 ปริมาตร 25.0 cm^3 ด้วยสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.10 mol/dm^3 จงหาคำนวณหา pH ของสารละลาย เมื่อเติม NaOH ลงไปเท่ากับ

ก. 20.0 cm^3 ข. 25.0 cm^3 ค. 25.10 cm^3

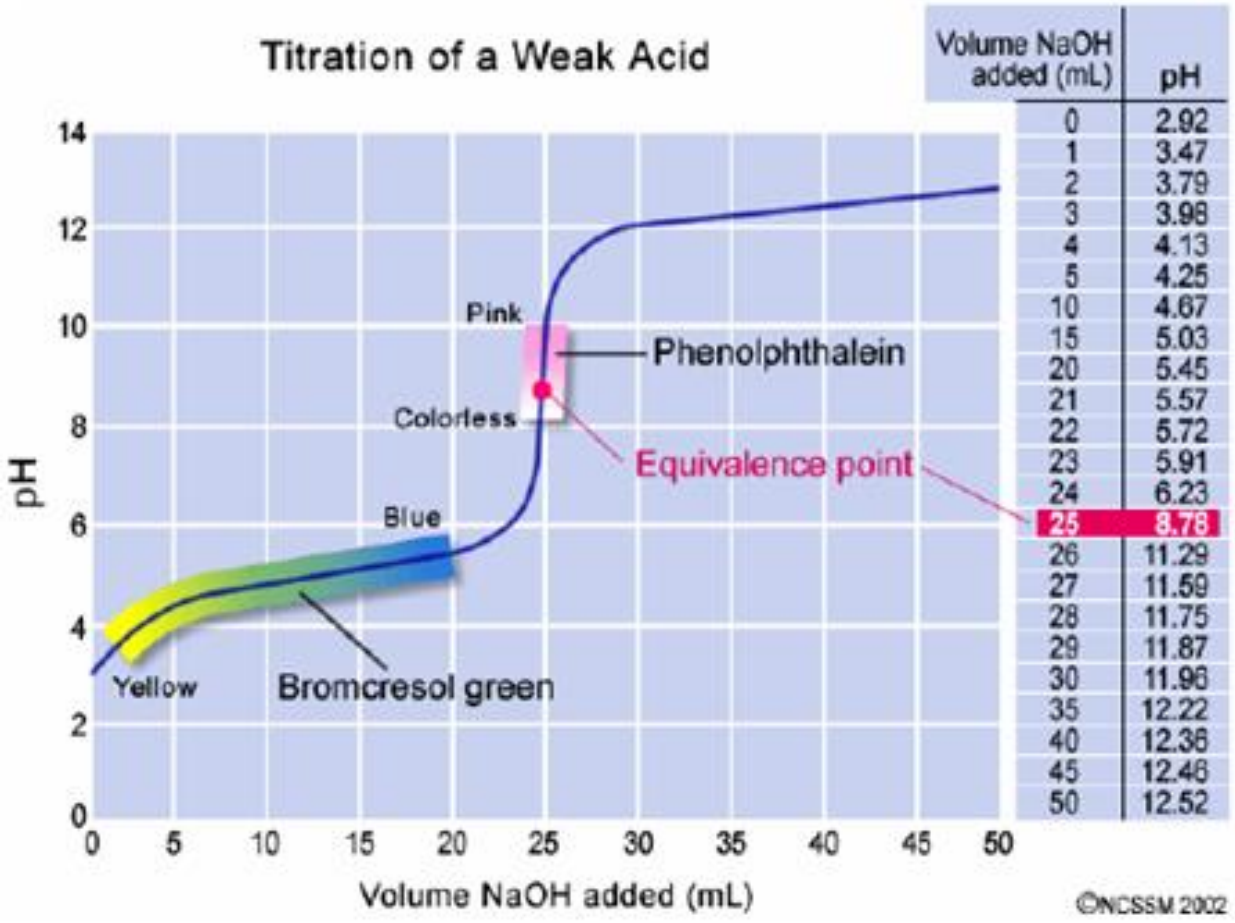
แบบทดสอบ

จากตารางแสดง pH ของสารละลายเมื่อหยด NaOH เข้มข้น 0.100 mol/ L ลงในสารละลาย HCl เข้มข้น 0.100 mol/ L ปริมาตร 50.00 mL จงเติมข้อมูลในตารางให้ครบถ้วน

ปริมาตรของ NaOH (mL)	pH	ปริมาตรของ NaOH (mL)	pH
0.00	1.00	49.99	5.00
10.00	1.18	50.00	7.00
20.00	.....	50.01	10.00
30.00	1.60	51.00	.....
40.00	.....	55.00	11.08
45.00	2.27	60.00	11.96
49.00	3.00	70.00	.....
49.90	.....	80.00	.....

2. การไทเทรตระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่

การไทเทรตกรดอ่อนกับเบสแก่ เช่น กรดแอซิติก (CH3COOH) กับโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) เมื่อถึงจุดสมมูล สารละลายจะมี pH > 7 …….?



Volume NaOH added (mL)	pH
0	2.92
1	3.47
2	3.79
3	3.98
4	4.13
5	4.25
10	4.67
15	5.03
20	5.45
21	5.57
22	5.72
23	5.91
24	6.23
25	8.78
26	11.29
27	11.59
28	11.75
29	11.87
30	11.96
35	12.22
40	12.36
45	12.46
50	12.52

ตัวอย่าง

1. ไทเทรตสารละลายกรดไฮโดรฟลูออริก เข้มข้น 0.2 กรัมต่อลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 100 ลูกบาศก์เซนติเมตรพอดีด้วยสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ เข้มข้นกี่โมลาร์ ปริมาตร 80 ลูกบาศก์เซนติเมตร กำหนดมวลอะตอม H=1, F=19, O=16, Na=23

2. จงหาความเข้มข้นของแคลเซียมไฮดรอกไซด์ที่จุดสมมูล จากการไทเทรตสารละลายกรดไฮโดรคลอริก เข้มข้น 3.65 กรัมต่อลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 40 ลูกบาศก์เซนติเมตร ด้วยสารละลายแคลเซียมไฮดรอกไซด์ ปริมาตร 80 ลูกบาศก์เซนติเมตร กำหนดมวลอะตอม H=1, Cl=35.5, O=16, Ca=40

การคำนวณ pH ของสารละลายจากปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่

ตัวอย่างที่ 18 คำนวณหา pH ของสารละลายที่เกิดจากการไทเทรตระหว่าง CH_3COOH 0.100 mol/dm^3 ปริมาตร 50.00 cm^3 และสารละลาย NaOH 0.100 mol/dm^3 เมื่อเติมโซเดียมไฮดรอกไซด์ กำหนดให้ K_a ของ CH_3COOH เท่ากับ 1.80×10^{-5}

ก. 10.00 cm^3 ข. 50.00 cm^3 ค. 50.10 cm^3

แบบทดสอบ

จากตาราง pH ของสารละลายเมื่อหยด NaOH เข้มข้น 0.100 mol/ L ลงในสารละลาย CH_3COOH เข้มข้น 0.100 mol/ L ปริมาตร 50.00 mL ให้นักเรียนเติมคำตอบลงในช่องว่างที่เว้นไว้ถูกต้อง

ปริมาตรของ NaOH (mL)	pH	ปริมาตรของ NaOH (mL)	pH
0.00	2.87	49.99	8.44
10.00	4.14	50.00	8.72
20.00	4.57	50.01	9.00
30.00	4.92	50.10	.....
40.00	.....	51.00	11.00
45.00	5.70	55.00	11.68
49.00	6.44	60.00	.....
49.90	.....	80.00	.....

ตัวอย่างที่ 19 ในการไทเทรตสารละลาย NH_3 0.100 mol/dm^3 ปริมาตร 25.00 cm^3 ด้วยสารละลาย HCl 0.100 mol/dm^3 ให้คำนวณหา pH ของสารละลายเมื่อเติม HCl ลงไป (K_b ของ NH_3 เท่ากับ 1.8×10^{-5})

ก. 20.00 cm^3 ข. 25.00 cm^3 ค. 25.10 cm^3

ตัวอย่างที่ 20 จงยกตัวอย่างและเขียนกราฟการไทเทรตกรด-เบสต่อไปนี้

ก. กรดแก่ไทเทรตด้วยเบสแก่

ข. กรดอ่อนไทเทรตด้วยเบสแก่

ค. เบสแก่ไทเทรตด้วยกรดแก่

ง. เบสอ่อนไทเทรตด้วยกรดแก่

สารละลายบัฟเฟอร์ (Buffer solution)

สารละลายที่สามารถควบคุมค่า pH ไว้ได้เกือบคงที่ เมื่อเติมกรด หรือเบสลงไปเล็กน้อย

ประเภทของสารละลายบัฟเฟอร์

1. สารละลายบัฟเฟอร์ของกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อน

กรดอ่อน	เกลือของกรดอ่อน	สารละลายบัฟเฟอร์
CH_3COOH	CH_3COONa	$CH_3COOH + CH_3COONa$
HF	KF	$HF + KF$
H_2CO_3	$NaHCO_3$	$H_2CO_3 + NaHCO_3$

สารละลายบัฟเฟอร์พวกนี้ pH $<$ 7 มีคุณสมบัติเป็นกรด

2. สารละลายบัฟเฟอร์ของเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อน

เบสอ่อน	เกลือของเบสอ่อน	สารละลายบัฟเฟอร์
NH_3 (aq)	NH_4Cl	NH_3 (aq) + NH_4Cl
NH_4OH	NH_4NO_3	NH_4OH+ NH_4NO_3
$Fe(OH)_2$	$FeCl_2$	$Fe(OH)_2$ + $FeCl_2$
N_2H_4 (aq)	$N_2H_5^+$ (aq)	N_2H_4 (aq) + $N_2H_5^+$ (aq)

สารละลายบัฟเฟอร์พวกนี้ pH $\rangle$ 7 มีคุณสมบัติเป็นเบส

ผลของการเติมกรดและเบสลงไปในสารละลายบัฟเฟอร์

สารละลายบัฟเฟอร์ส่วนมากจะประกอบด้วยกรดอ่อนและคู่เบสของมันหรือไม่ก็เบสอ่อนและคู่กรดของมันละลายปนกันอยู่ในสารละลาย

สารละลาย CH_3COOH กับ CH_3COONa

หลักการควบคุม pH

การคำนวน pH ของสารละลายบัฟเฟอร์

สารละลายบัฟเฟอร์กรด

$$pH = pK_a - \log \frac{[acid]}{[salt]}$$

สารละลายบัฟเฟอร์กรด+กรด

$$pH = pK_a - \log \frac{[acid]+[acid_{ที่เติม}]}{[salt] - [acid_{ที่เติม}]}$$

สารละลายบัฟเฟอร์กรด+เบส

$$pH = pK_a - \log \frac{[acid]- [base_{ที่เติม}]}{[salt] +[base_{ที่เติม}]}$$

สารละลายบัฟเฟอร์เบส

$$pOH = pK_b - \log \frac{[base]}{[salt]}$$

สารละลายบัฟเฟอร์เบส+กรด

$$pOH = pK_b - \log \frac{[base]- [acid_{ที่เติม}]}{[salt] +[acid_{ที่เติม}]}$$

สารละลายบัฟเฟอร์เบส+เบส

$$pOH = pK_b - \log \frac{[base]+ [base_{ที่เติม}]}{[salt] - [base_{ที่เติม}]}$$

ตัวอย่างที่ 21 สารละลายชนิดหนึ่ง 400 cm^3 ซึ่งประกอบด้วย 0.200 M HOAc และ 0.300 M NaOAc (K_a ของ HOAc = 1.75×10^{-5}) จงหาค่า pH ของสารละลายที่เปลี่ยนแปลงไปเนื่องจากเติม 100 cm^3 ของสารละลาย

ก. 0.050 M NaOH

ข. 0.050 M HCl