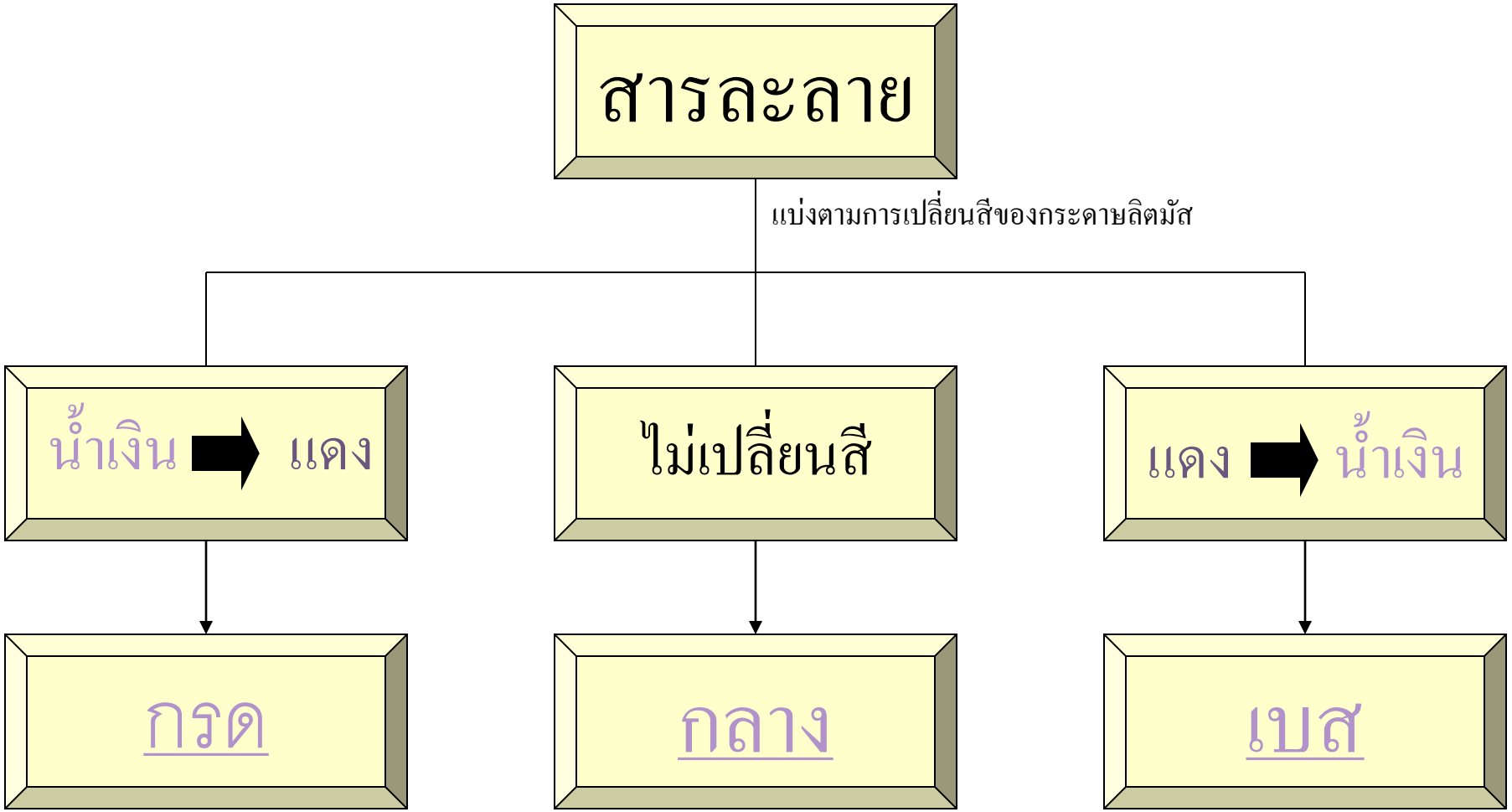
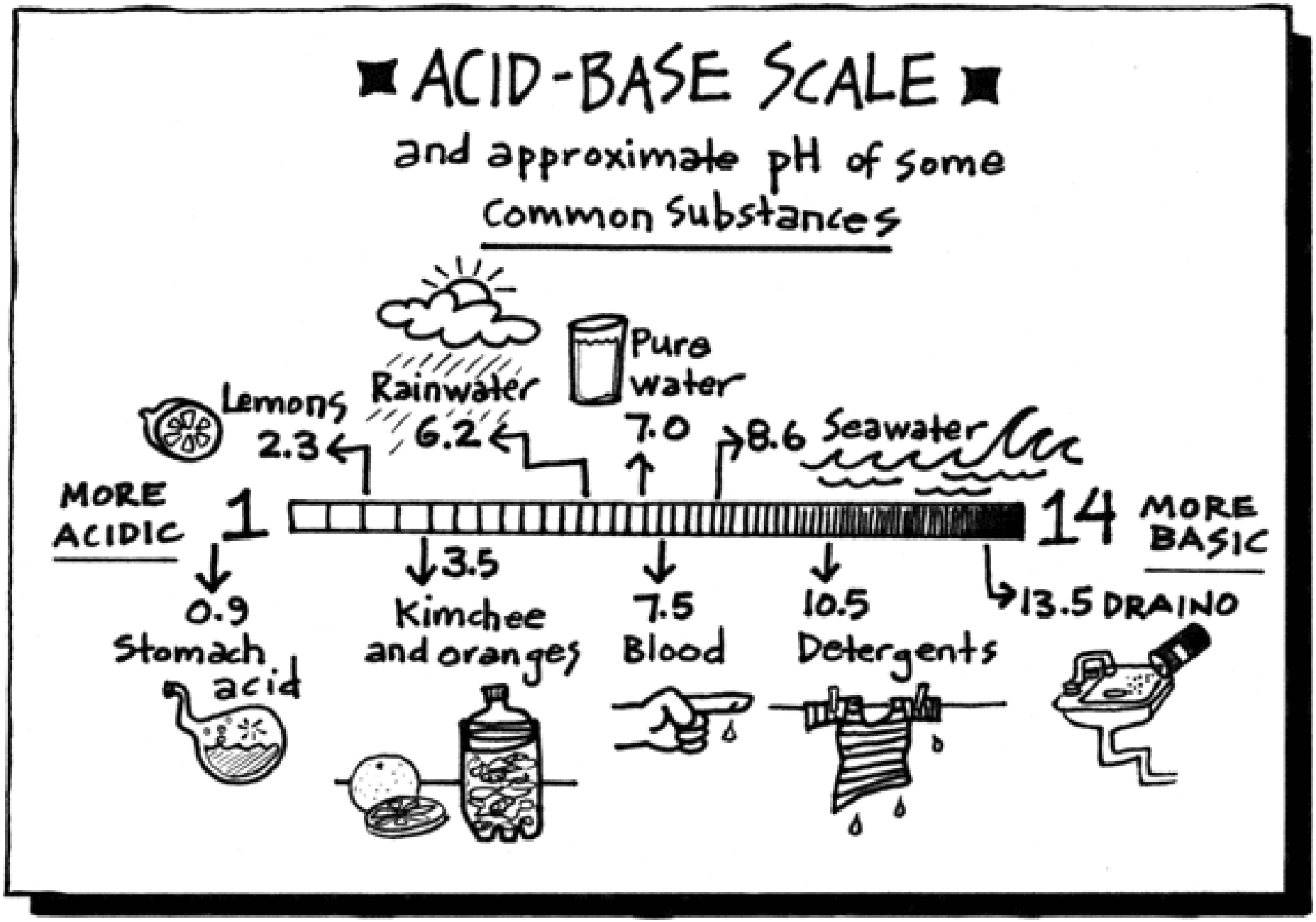
กรด-เบส

(Acids and Bases)

ครูกิ๊บ เต็มสุข แตงหอม

สารละลายกรดและสารละลายเบส

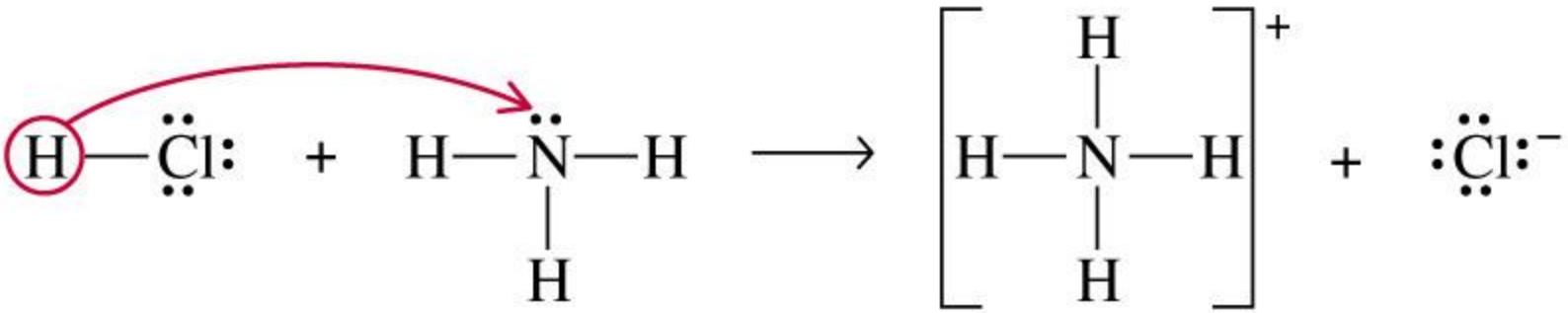



ACID-BASE SCALE
and approximate pH of some
Common Substances
Lemons
2.3
Rainwater
6.2
Pure
water
7.0
8.6
Seawater
MORE
ACIDIC
1
14
MORE
BASIC
0.9
Stomach
acid
3.5
Kimchee
and oranges
7.5
Blood
10.5
Detergents
13.5
DRAINO

ทฤษฎีกรด-เบสของเบรินสเตด - ลาวรี

กรด คือ สารที่จ่ายโปรตอนให้สารอื่นได้

เบส คือ สารที่รับโปรตอนให้สารอื่นได้



กรด เบส

ทฤษฎีกรด-เบสของอาร์เรเนียส

กรด คือ สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+)

เมื่อรวมตัวกับน้ำจะเกิดเป็นไฮโดรเนียมไอออน(H_3O^+)

$$HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

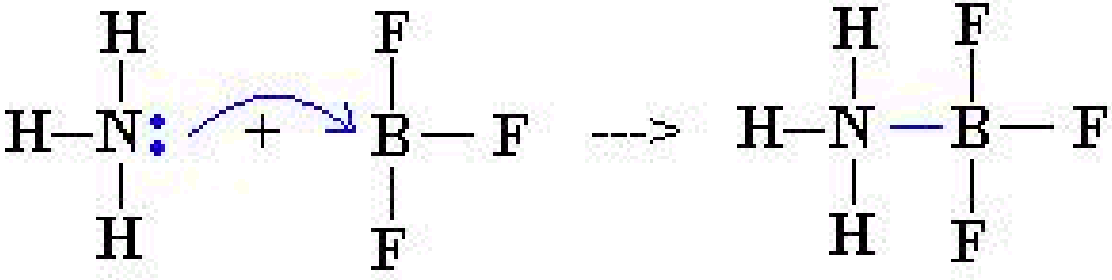
เบส คือ สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน(OH^-)

$$LiOH(s) + H_2O(l) \rightarrow Li^+(aq) + OH^-(aq)$$

ทฤษฎีกรด-เบสของลิวอิส

กรด คือ สารที่รับคู่อิเล็กตรอน

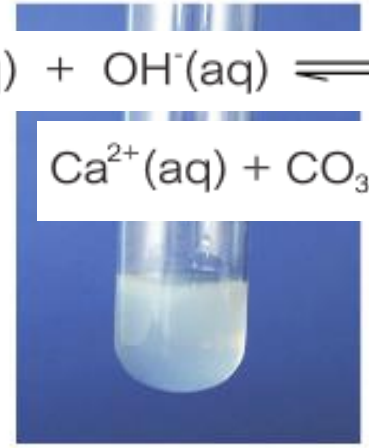
เบส คือ สารที่เป็นฝ่ายให้คู่อิเล็กตรอน



เบส กรด

$NaHCO_3$

ก. เมื่อเติมสารละลาย HCl



ข. เมื่อเติมสารละลาย $Ca(OH)_2$

$$HCO_3^-(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons H_2O(l) + CO_3^{2-}(aq)$$

$$Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \longrightarrow CaCO_3(s)$$

$$NaHCO_3(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+(aq) + HCO_3^-(aq)$$

$$HCO_3^-(aq) + HCl \longrightarrow H_2CO_3(aq) + OH^-(aq)$$

เบส กรด

H^+

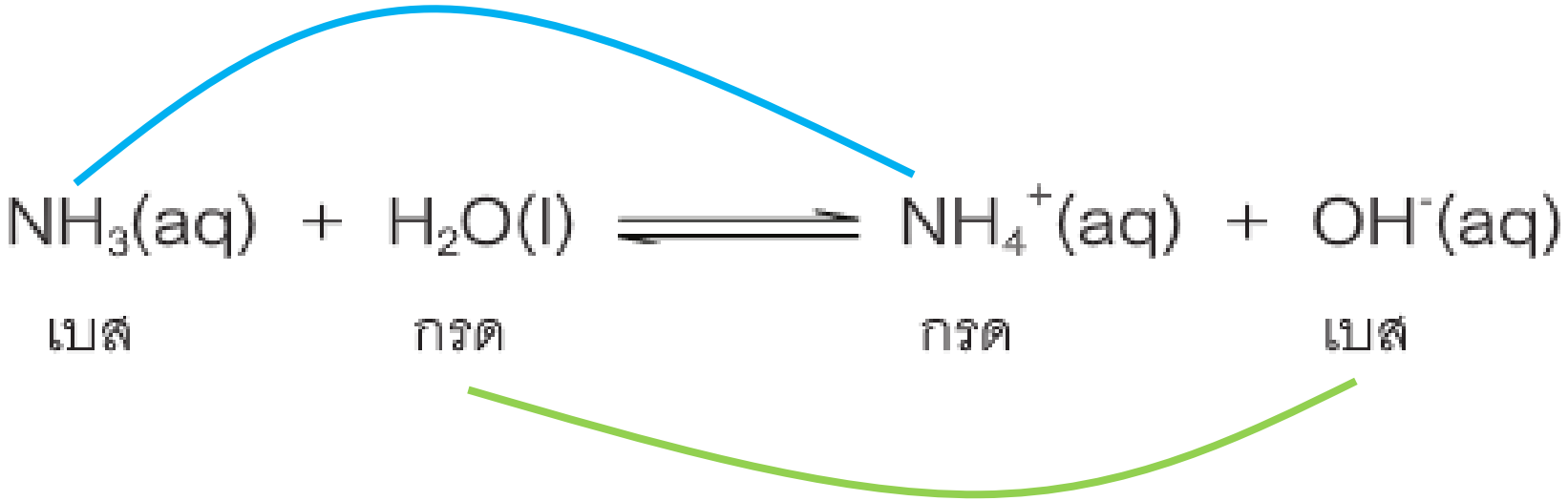
$$H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons H_2O(l) + CO_2(g)$$

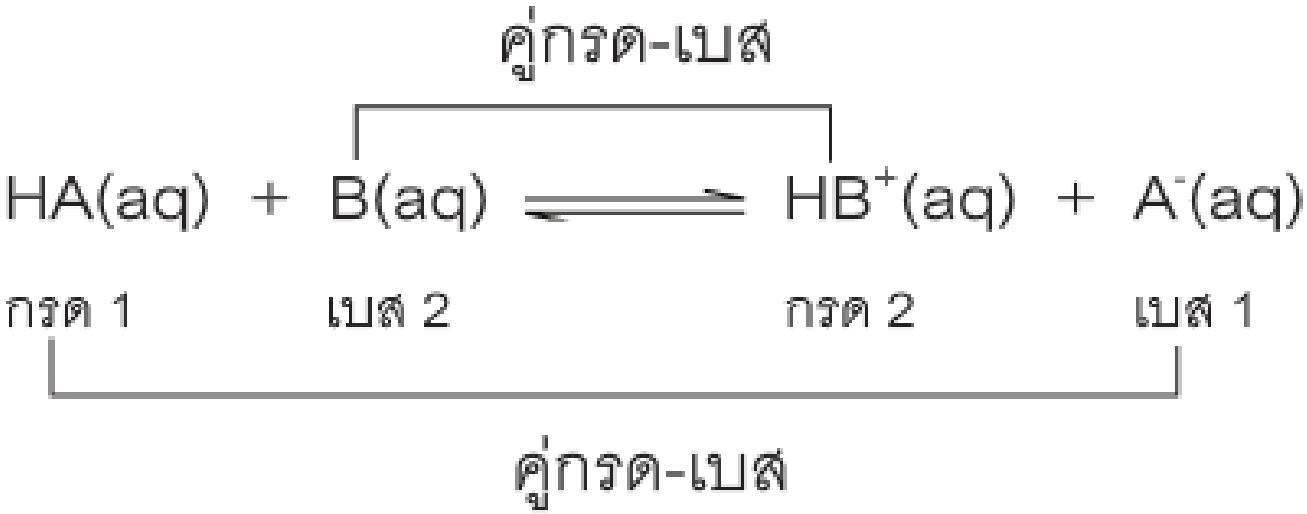
สารแอมโฟเทอริก (Amphoteric) หรือ สารแอมฟีโปรติก (Amphiprotic)
คือสารที่สามารถให้หรือรับโปรตอนก็ได้

นักเรียนคิดว่า สารในปฏิกิริยาเมื่อกี้ สารตัวไหนเป็น แอมโฟเทอริก?

HCO_3^-, H_2O

รู้จักคู่กรด-เบสไหม?





การแตกตัว ของ กรดแก่ เบสแก่

แตกตัวเป็นไอออนได้มาก หรืออย่างสมบูรณ์

จะเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าเพียงอย่างเดียว

$HNO_3(aq) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq)$

ความเข้มข้นเริ่มต้น (mol/dm^3)	1	0	0
ความเข้มข้นสุดท้าย (mol/dm^3)	0	1	1

$NaOH(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+(aq) + OH^-(aq)$

ความเข้มข้นเริ่มต้น (mol/dm^3)	1	0	0
ความเข้มข้นสุดท้าย (mol/dm^3)	0	1	1

	$Ba(OH)_2(s) \longrightarrow Ba^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$		
ความเข้มข้นเริ่มต้น (mol/dm^3)	1	0	0
ความเข้มข้นสุดท้าย (mol/dm^3)	0	1	2

กรดแก่	เบสแก่
HCl HBr	LiOH NaOH
HI HNO_3	KOH $Ca(OH)_2$
$HClO_4$	$Sr(OH)_2$
H_2SO_4*	$Ba(OH)_2$

หมู่1, 2

* H_2SO_4 แตกตัวได้ 2 ขั้น ดังนี้

ขั้นที่ 1 $H_2SO_4(aq) + H_2O(l) \longrightarrow HSO_4^-(aq) + H_3O^+(aq)$

ขั้นที่ 2 $HSO_4^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

การแตกตัวในขั้นที่ 1 เท่านั้นจัดเป็นกรดแก่

การแตกตัวของกรดอ่อน

เป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน แตกตัวได้บางส่วน จึงเกิดเป็นสมดุลไดนามิกส์ขึ้น

สารละลายกรด HB เข้มข้น 0.2 mol/dm^3 แตกตัวได้เพียง 0.05 mol/dm^3 จงคำนวณหาปริมาณการแตกตัวเป็นร้อยละ

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

สารละลายกรด 0.2 M แตกตัวได้ 0.05 M

สารละลายกรด 100 M แตกตัวได้ 25 M

ตอบ แตกตัวได้ 25 %

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

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

$$K_a = K[H_2O] = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

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

K_a คือค่าคงที่การแตกตัวของกรด

บอกให้รู้ว่า กรดแตกตัวได้มากหรือน้อย

- กรดที่แตกตัวได้ครั้งเดียวเรียกว่า มอนอโปรติก

กรดไดโปรติก (**diprotic acid**)

ขั้นที่ 1 โมเลกุลของ H_2A แตกตัวได้ H_3O^+ กับ HA^- เขียนสมการได้ดังนี้

$$H_2A(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + HA^-(aq)$$

$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+][HA^-]}{[H_2A]}$$

ขั้นที่ 2 HA^- แตกตัวได้ H_3O^+ กับ A^{2-} เขียนสมการได้ดังนี้

$$HA^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + A^{2-}(aq)$$

$$K_{a2} = \frac{[H_3O^+][A^{2-}]}{[HA^-]}$$

H_2S	$H_2S + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HS^-$	$K_{a1} = 1.3 \times 10^{-7}$
	$HS^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HS^{2-}$	$K_{a2} = 7.1 \times 10^{-15}$
H_3PO_4**	$H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + H_2PO_4^-$	$K_{a1} = 7.6 \times 10^{-3}$
	$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HPO_4^{2-}$	$K_{a2} = 6.2 \times 10^{-8}$
	$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + PO_4^{3-}$	$K_{a3} = 2.1 \times 10^{-13}$

$$K_{a3} < K_{a2} < K_{a1}$$

จงคำนวณหาความเข้มข้นของ H_3O^+ ในสารละลายกรดแอซีติกที่มีความเข้มข้น 0.5 mol/dm^3 กำหนดให้ค่า K_a ของกรดแอซีติกเท่ากับ 1.8×10^{-5}

สมมติให้กรดแอซีติกแตกตัวเป็นไอออนได้ a mol/dm^3

สมการ	$CH_3COOH(aq)$	+ $H_2O(l)$	$\rightleftharpoons$	$H_3O^+(aq)$	+	$CH_3COO^-(aq)$
ความเข้มข้นเริ่มต้น (mol/dm^3)	0.5			0		0
ความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุล (mol/dm^3)	0.5 – a			a		a

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

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(a)(a)}{(0.5 - a)}$$

$$\frac{C_a}{K_a} = \frac{0.5}{1.8 \times 10^{-5}} = 2.78 \times 10^4$$

> 1000 ไม่ต้องนำค่า a มาลบ

$$a^2 = 0.5 \times 1.8 \times 10^{-5} \quad a = 3 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{a^2}{0.5 - a}$$

$$(1.8 \times 10^{-5} \times 0.5) - (1.8 \times 10^{-5}a) = a^2$$

$$0.9 \times 10^{-5} - 1.8 \times 10^{-5}a = a^2$$

$$a^2 + 1.8 \times 10^{-5}a - 0.9 \times 10^{-5} = 0$$

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

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

$$a = \frac{-1.8 \times 10^{-5} \pm \sqrt{(1.8 \times 10^{-5})^2 - 4(1)(-0.9 \times 10^{-5})}}{2(1)}$$

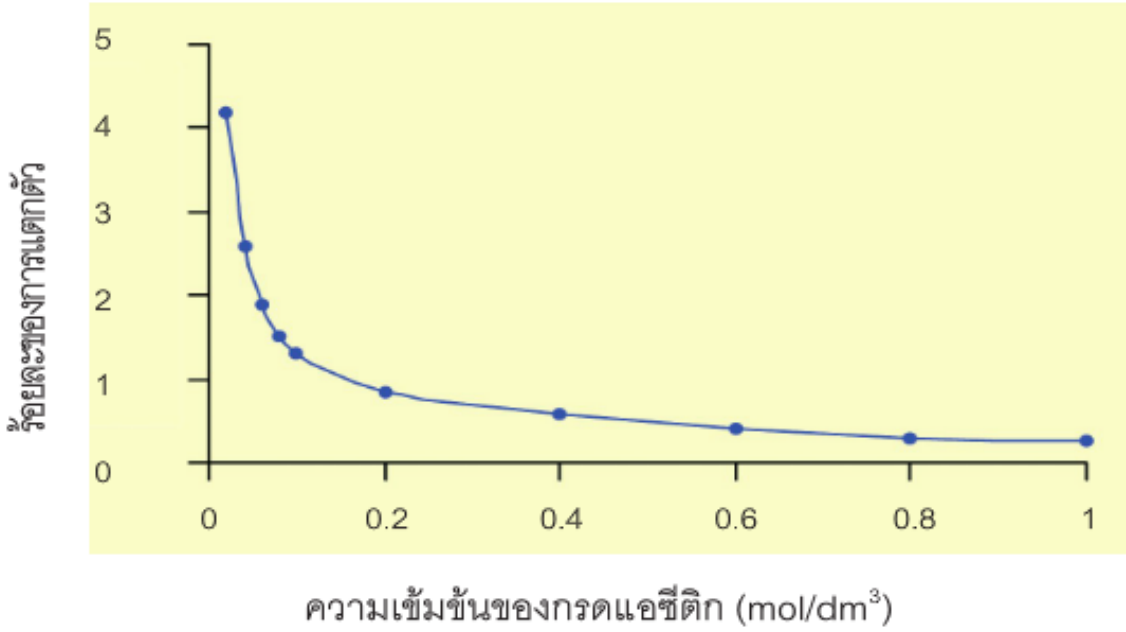
$$= 3 \times 10^{-3} \text{ และ } -3 \times 10^{-3}$$

การแตกตัวของเบสอ่อน

ก็จะเป็นไปในลักษณะเดียวกันกับกรดอ่อน

ความสามารถในการแตกตัวของกรดอ่อน และเบสอ่อน จะขึ้นกับ อุณหภูมิ และความเข้มข้น

$$\alpha\ T \qquad \alpha\ \frac{1}{C}$$



น้ำเป็นโมเลกุล โคเวเลนต์มีขั้ว นักเรียกคิดว่าน้ำแตกตัวได้หรือไม่?

$$2H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

$$K = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

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

ค่า K_w ที่อุณหภูมิ 25 °C มีค่าเท่ากับ 1.0×10^{-14} mol^2/dm^6

ค่า K_w ที่อุณหภูมิ 60 °C มีค่าเท่ากับ 9.5×10^{-14} mol^2/dm^6

น้ำแตกตัวน้อยมาก

จากสมการ $[H_3O^+] = [OH^-]$

นั่นคือ $K_w = [H_3O^+]^2$ หรือ $= [OH^-]^2$

หรือ $[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{K_w}$

ณ อุณหภูมิ 25 °C $[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{1.0 \times 10^{-14}\ mol^2dm^{-6}}$

$= 1.0 \times 10^{-7}\ mol/dm^3$

ความเข้มข้นน้อยมาก

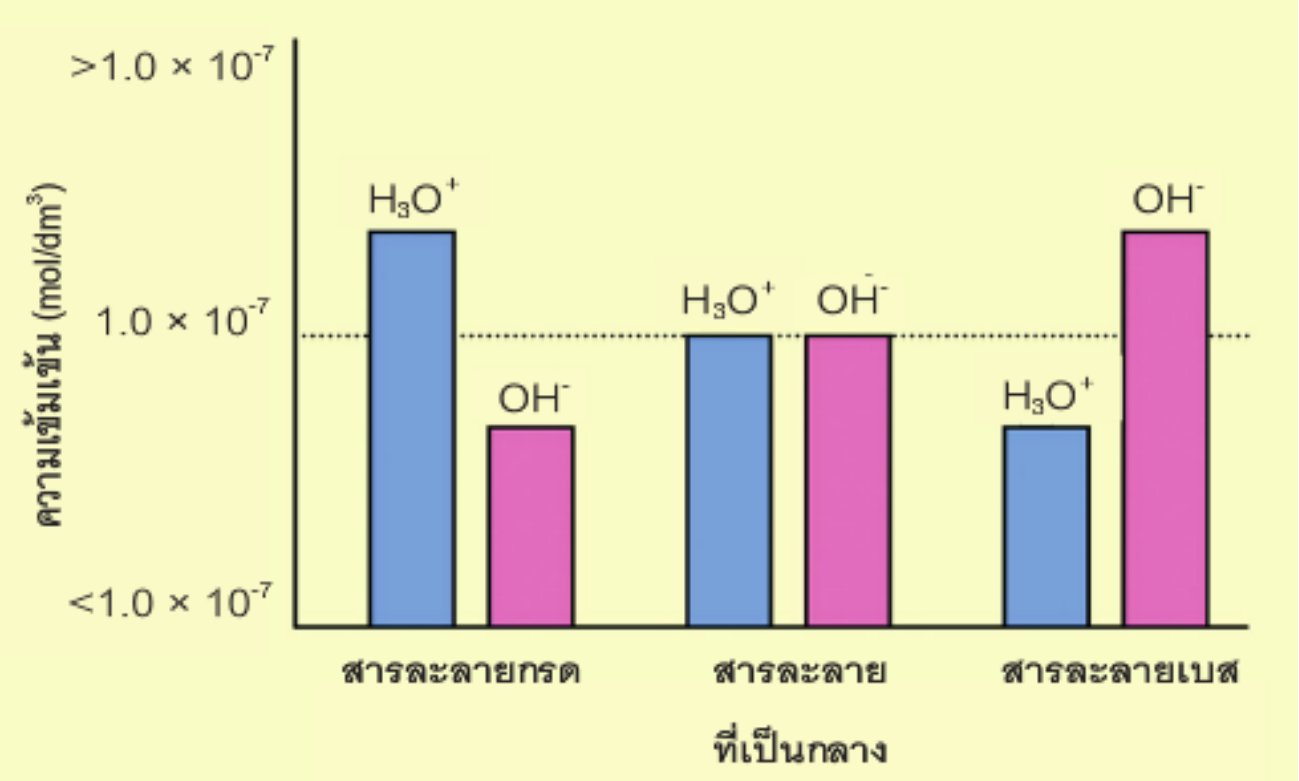
เมื่อเติมกรดลงไป

เช่น น้ำมีความเข้มข้นของ H_3O^+ เท่ากับ $1.0 \times 10^{-7}\ mol/dm^3$ เมื่อเติมกรดลงไปจำนวนหนึ่งและสมมติว่าที่ภาวะสมดุลมีความเข้มข้นของ H_3O^+ เป็น $1.0 \times 10^{-4}\ mol/dm^3$ ความเข้มข้นของ OH^- จะมีค่าเท่าใด สามารถคำนวณหาได้ดังนี้

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

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}\ mol^2/dm^6}{1.0 \times 10^{-4}\ mol/dm^3}$$

ในสารละลายที่มีน้ำเป็นตัวทำละลาย จะมีทั้งไฮโดรเนียมไอออนและไฮดรอกไซด์ไอออนรวมอยู่ด้วยกัน เมื่อความเข้มข้นของไอออนหนึ่งเพิ่มขึ้น ความเข้มข้นของอีกไอออนหนึ่งจะลดลง แต่ผลคูณของ $[H_3O^+]\,[OH^-]$ หรือ ค่า K_w ยังคงมีค่าคงที่เท่ากับ 1.0×10^{-14} เสมอ ที่อุณหภูมิ 25°C ดังรูป 8.5



pH (power of hydrogen ions)

คือ $-\log[H^+]$ หรือ $-\log[H_3O^+]$

เมื่อคำนวณ pH ของสารละลายที่เป็นกลางจะได้ดังนี้

สารละลายที่เป็นกลางมี $[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-7}\ mol/dm^3$

$$\log [H_3O^+] = \log (1.0 \times 10^{-7})$$

$$= \log 1.0 + \log 10^{-7}$$

$$= \log 1.0 - 7 \log 10$$

ดังนั้น $$-\log [H_3O^+] = 7 \log 10 - \log 1.0$$

$$= 7 - 0$$

สารละลายที่เป็นกลางมี $pH = 7$

	pH	$[H_3O^+]$ (mol/dm^3)	$[OH^-]$ (mol/dm^3)
กรด (ความเป็นกรดลดลง)	0	1.0×10^{0}	1.0×10^{-14}
	1	1.0×10^{-1}	1.0×10^{-13}
	2	1.0×10^{-2}	1.0×10^{-12}
	3	1.0×10^{-3}	1.0×10^{-11}
	4	1.0×10^{-4}	1.0×10^{-10}
	5	1.0×10^{-5}	1.0×10^{-9}
	6	1.0×10^{-6}	1.0×10^{-8}
กลาง	7	1.0×10^{-7}	1.0×10^{-7}
เบส (ความเป็นเบสลดลง)	8	1.0×10^{-8}	1.0×10^{-6}
	9	1.0×10^{-9}	1.0×10^{-5}
	10	1.0×10^{-10}	1.0×10^{-4}
	11	1.0×10^{-11}	1.0×10^{-3}
	12	1.0×10^{-12}	1.0×10^{-2}
	13	1.0×10^{-13}	1.0×10^{-1}
	14	1.0×10^{-14}	1.0×10^{0}

6. จงคำนวณหา pH ของสารละลายต่อไปนี้

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

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

www.il.mahidol.ac.th/e-media/acid-base/C7.HTM

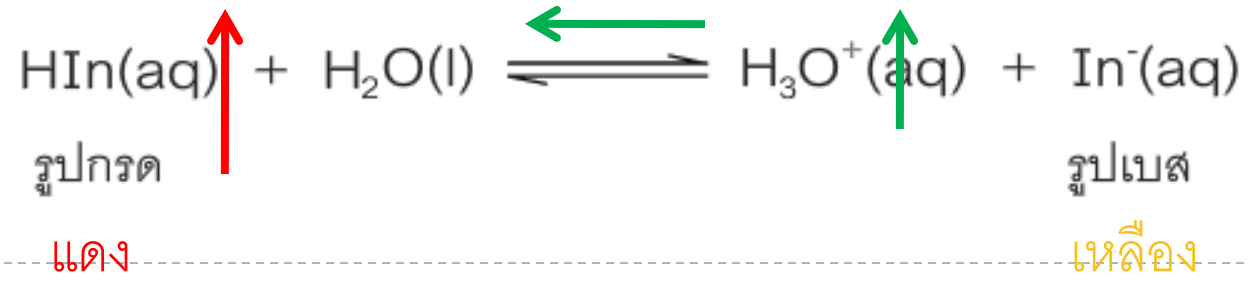
จงคำนวณหา $[H^+]$, $[OH^-]$, pH , และ pOH ของสารละลายที่มีกรดแก่ HX 0.01 โมลในน้ำ 500 cm3

สารละลายเบสอ่อน BOH ความเข้มข้น 1.00 mol/dm^3 มีค่า Kb = 1.0×10^{-4} สารละลายมี pH เท่าไร

http://www.satriwit3.ac.th/external_newsblog.php?links=1546

อินดิเคเตอร์สำหรับกรด-เบส

- เอาไว้ตรวจสอบความเป็นกรด-เบสของสารละลาย
- ส่วนใหญ่เป็นสารอินทรีย์ที่มีโครงสร้างซับซ้อน ให้สีต่างๆ กันไป
- มีความเป็นกรดอยู่อ่อนๆ
- สีของอินดิเคเตอร์ขึ้นอยู่กับความเข้มข้นของ **HIn** และ **In^-**
- เมื่อความเข้มข้นของ **H_3O^+** เปลี่ยนไปจะไปรบกวนสมดุล
- อินดิเคเตอร์จะเปลี่ยนสีได้ในช่วง **pH** ที่มีค่าเฉพาะและแตกต่างกัน



อินดิเคเตอร์	ช่วง pH ที่เปลี่ยนสี	สีที่เปลี่ยน
ไทมอลบลู* (กรด)	1.2 – 2.8	แดง – เหลือง
โบรโมฟีนอลบลู	3.0 – 4.6	เหลือง – น้ำเงิน
คองโกเรด	3.0 –5.0	น้ำเงิน – แดง
เมทิลออเรนจ์	3.2 – 4.4	แดง – เหลือง
โบรโมครีซอลกรีน	3.8 – 5.4	เหลือง – น้ำเงิน
เมทิลเรด	4.2 – 6.3	แดง – เหลือง
อะโซลิตมิน (ลิตมัส)	5.0 – 8.0	แดง – น้ำเงิน
โบรโมครีซอลเพอร์เพิล	5.2 – 6.8	เหลือง – ม่วง
โบรโมไทมอลบลู	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 – ชมพู
ไทมอล์ฟทาลีน	9.4 – 10.6	ไม่มีสี – น้ำเงิน
อะลิซารินเยลโล	10.1 – 12.0	เหลือง – แดง

ชนิดของพืช	ช่วง pH ที่เปลี่ยนสี	สีที่เปลี่ยน
อัญชัน (ม่วง)	1 – 3	แดง – ม่วง
กระเจี๊ยบ	6 – 7	แดง – เขียว
ขมิ้นชัน	6 – 7	เหลือง – ส้ม
	11 – 12	ส้ม – น้ำตาล
ชบาช้อน	7 – 8	แดง – เขียว
ดาวเรืองเหลือง	9 – 10	ไม่มีสี – เหลือง
กล้วยไม้เหลือง	10 – 11	ไม่มีสี – เหลือง
ทองกวาว	11 – 12	เหลืองเขียว – แดง

ที่มา : จากวารสารวิทยาศาสตร์ ปีที่ 38 ฉบับที่ 9 พ.ศ. 2525 หน้า 604

มีแบบเป็นธรรมชาติด้วยนะ 0.0!

ปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส จะได้ผลิตภัณฑ์เป็นเกลือกับน้ำ เช่น

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

เกลือ

$$CH_3COOH(aq) + KOH(aq) \longrightarrow CH_3COOK(aq) + H_2O(l)$$

เกลือ

หรือได้เกลือเพียงอย่างเดียว ไม่มี H_2O เกิดขึ้น เช่น

$$NH_3(g) + HCl(g) \longrightarrow NH_4Cl(s)$$

เกลือ

- นอกจากจะทำปฏิกิริยากันเองแล้ว กรดกับเบสยังทำปฏิกิริยากับสารอื่นได้เกลือชนิดต่างๆด้วย
- เกลือจะประกอบด้วยไอออนบวก และลบ เป็นสารประกอบไอออนิก
- เกลือทุกชนิดถือว่าเป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ แม้ว่าบางตัวจะละลายน้ำได้น้อยก็ตาม

  เพราะว่าส่วนที่ละลายถือว่าแตกตัวได้อย่างสมบูรณ์

ปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส

- การทดลองที่ 8.3
- วัด pH ของสารละลาย NaCl NH_4Cl CH_3COONa ที่เข้มข้น 0.1 M

สาร	pH
NaCl	7
NH_4Cl	< 7
CH_3COONa	> 7

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

NaOH HCl

เบสแก่ กรดแก่

ไม่ทำปฏิกิริยากับน้ำ

สาร	pH
NaCl	7
NH_4Cl	< 7
CH_3COONa	> 7

$$NH_4Cl(s) \xrightarrow{H_2O} NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$$

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$Cl^-(aq) + H_2O(l) \not\longrightarrow$$

เรียกปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสของเกลือ

$$CH_3COONa(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

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

$$Na^+(aq) + H_2O(l) \not\longrightarrow$$

1. เกลือที่ได้จากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่ ถ้าละลายได้ในน้ำ สารละลายจะมีสมบัติเป็นกลาง เช่น NaCl KNO_3
2. เกลือที่ได้จากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน ถ้าละลายได้ในน้ำ สารละลายจะมีสมบัติเป็นกรด เช่น NH_4Cl NH_4NO_3
3. เกลือที่ได้จากปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่ ถ้าละลายได้ในน้ำ สารละลายมีสมบัติเป็นเบส เช่น CH_3COONa KNO_2

หรือดูจากค่า K

1. **K_a มากกว่า K_b** (>) ในกรณีที่ K_a ของไอออนบวก มากกว่า K_b ของไอออนลบ เมื่อเกิดการไฮโดรไลซ์สารละลายเกลือที่ได้จะมีสมบัติเป็นกรด เช่น NH_4F

$$NH_4F(s) \xrightarrow{H_2O} NH_4^+(aq) + F^-(aq)$$

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_3O^+(aq) \quad .....K_a = 5.6 \times 10^{-10}$$

$$F^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HF(aq) + OH^-(aq) \quad .....K_b = 1.4 \times 10^{-11}$$

$H_3O^+ > OH^-$

K_b มากกว่า K_a ในกรณีที่ K_b ของไอออนลบมากกว่า K_a ของไอออนบวก เมื่อเกิดการไฮโดรไลซ์สารละลายเกลือที่ได้จะมีสมบัติเป็นเบส เช่น $(NH_4)_2CO_3$

$$(NH_4)_2CO_3\,(s) \xrightarrow{H_2O} 2NH_4^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

$$NH_4^+(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_3O^+(aq) \quad \ldots\ldots\ldots K_a = 5.6 \times 10^{-10}$$

$$CO_3^{2-}(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons HCO_3^{2-}(aq) + OH^-(aq) \quad \ldots\ldots\ldots K_b = 2.1 \times 10^{-4}$$

$H_3O^+ < OH^-$

$K_a \approx K_b$* ในกรณีที่ K_b ของไอออนลบมีค่าใกล้เคียง หรือเท่ากับ K_a ของไอออนบวก เมื่อเกิดการไฮโดรไลซ์สารละลายเกลือที่ได้จะมีสมบัติเป็นกลางหรือใกล้เคียงกับความเป็นกลาง เช่น CH_3COONH_4

$$CH_3COONH_4\,(s) \longrightarrow CH_3COO^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COOH(aq) + OH^-(aq) \quad \ldots\ldots\ldots K_b = 5.6 \times 10^{-10}$$

$$NH_4^+(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_3O^+(aq) \quad \ldots\ldots\ldots K_a = 5.6 \times 10^{-10}$$

$H_3O^+ \approx OH^-$

สำหรับเกลือบางชนิดซึ่งประกอบด้วยไอออนบวกที่มีขนาดเล็ก และมีประจุสูงเช่น Al^{3+} Cr^{3+} Fe^{3+} Bi^{3+} และ Be^{2+} กับไอออนที่เป็นคู่เบสของกรดแก่ เมื่อละลายน้ำสารละลายจะเป็นกรด ตัวอย่างเช่น $AlCl_3$ $Cr(NO_3)_3$ $Fe(ClO_4)_3$

$$[Al(H_2O)_6]^{3+}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons [Al(H_2O)_5(OH)]^{2+}(aq) + H_3O^+(aq)$$

ชนิดของเกลือ	ตัวอย่าง	ไอออนที่เกิดการไฮโดรลิซิส	pH ของสารละลาย
ไอออนบวก มาจาก เบสแก่ ไอออนลบ มาจาก กรดแก่	NaCl KI KNO_3	ไม่มีการไฮโดรลิซิส	≈ 7
ไอออนบวก มาจาก เบสแก่ ไอออนลบ มาจาก กรดอ่อน	KNO_2 CH_3COONa	ไอออนลบ	> 7
ไอออนบวก มาจาก เบสอ่อน ไอออนลบ มาจาก กรดแก่	NH_4Cl NH_4NO_3	ไอออนบวก	< 7
ไอออนบวก มาจาก เบสอ่อน ไอออนลบ มาจาก กรดอ่อน	CH_3COONH_4 $(NH_4)_2CO_3$ NH_4F	ทั้งไอออนบวก และไอออนลบ	< 7 ถ้า $K_a > K_b$ >7 ถ้า $K_b > K_a$ ≈ 7 ถ้า $K_a \approx K_b$
ไอออนบวก ขนาดเล็กและประจุสูง ไอออนลบ มาจาก กรดแก่	$AlCl_3$ $Fe(NO_3)_3$	ไอออนบวกที่มีโมเลกุล ของน้ำล้อมรอบ	< 7

การไทเทรต

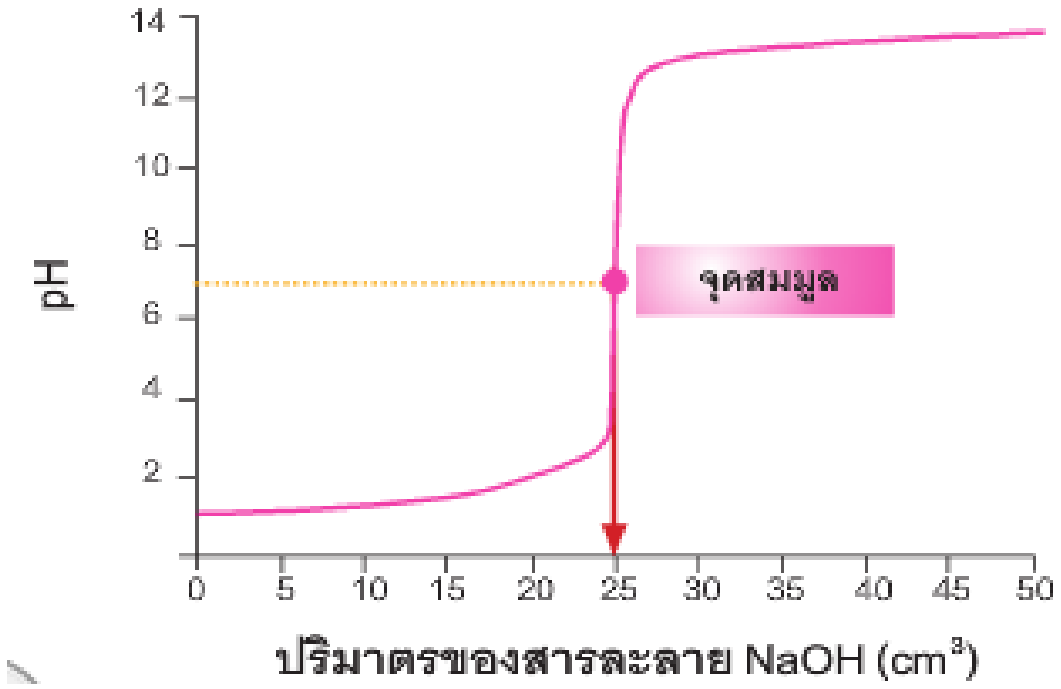
การทดลองที่ 8.4 หน้า 136 หนังสือ สสวท

1. ปิเปตต์สารละลาย HCl ปริมาตร 10.0 cm^3 ใส่ขวดรูปกรวยขนาด 100 cm^3 แล้วหยดฟีนอล์ฟทาลีนลงไป 2 – 3 หยด
2. บรรจุสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 mol/dm^3 ในบิวเรตต์ ไขสารละลายให้เต็มปลายล่างของบิวเรตต์ (ข้อควรระวัง: ไม่ควรให้มีฟองอากาศในบิวเรตต์ และต้องให้ขีดวัดปริมาตรของบิวเรตต์อยู่ในระดับสายตาเสมอเมื่อต้องการอ่านปริมาตร) และปรับระดับของสารละลายให้ตรงกับขีดใดขีดหนึ่งของบิวเรตต์ แล้วบันทึกปริมาตรไว้
3. หยดสารละลาย NaOH จากบิวเรตต์ลงในสารละลาย HCl ที่อยู่ในขวดรูปกรวยทีละหยดพร้อมกับเขย่าขวดให้สารละลายผสมกัน ทำเช่นนี้จนกระทั่งสารละลายเริ่มเปลี่ยนสีเป็นสีชมพูอ่อนอย่างถาวร บันทึกปริมาตรของสารละลาย NaOH
4. ทดลองซ้ำข้อ 1 – 3 อีก 2 ครั้ง บันทึกผล
5. หาปริมาตรเฉลี่ยของสารละลาย NaOH ที่ใช้ ทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลาย HCl

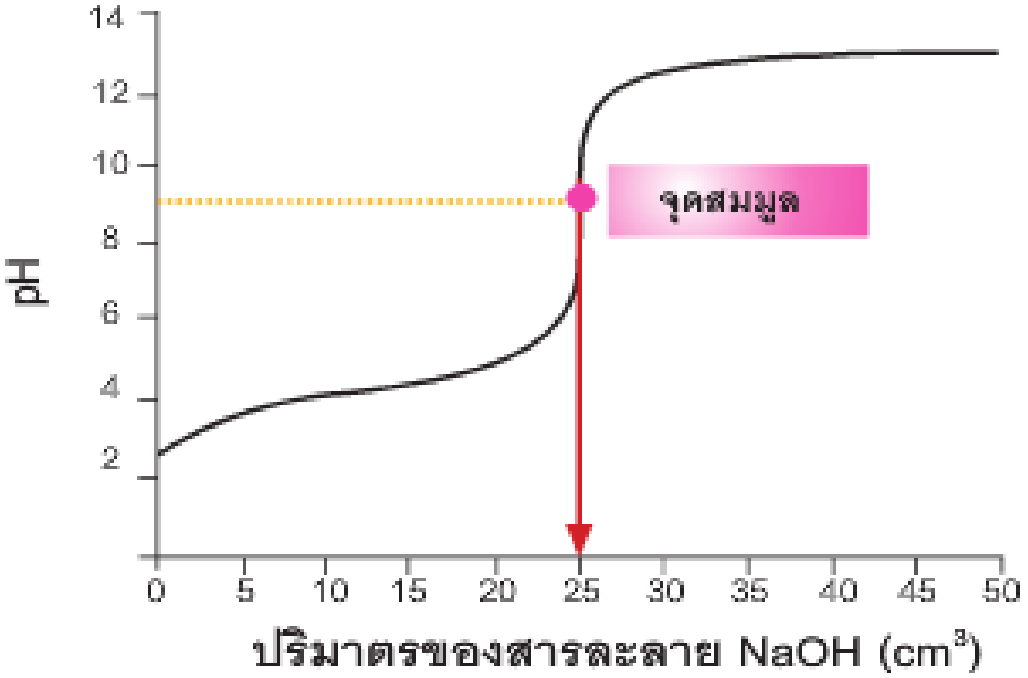
- สารละลายมาตรฐาน คือ สารละลายที่ทราบความเข้มข้นแน่นอน
- จุดสมมูล (**equivalent point**) คือ ภาวะที่กรดกับเบสทำปฏิกิริยาพอดีกัน เป็นบริเวณที่แบ่งครึ่งเส้นกราฟส่วนที่ชันที่สุด

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

Mol 1 1 1 1



ในกรณีของการไทเทรตระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่ เช่น สารละลายกรดแอซีติกกับสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ซึ่งได้มีผู้ศึกษาทดลองไว้แล้วได้กราฟเป็นดังรูป 8.11



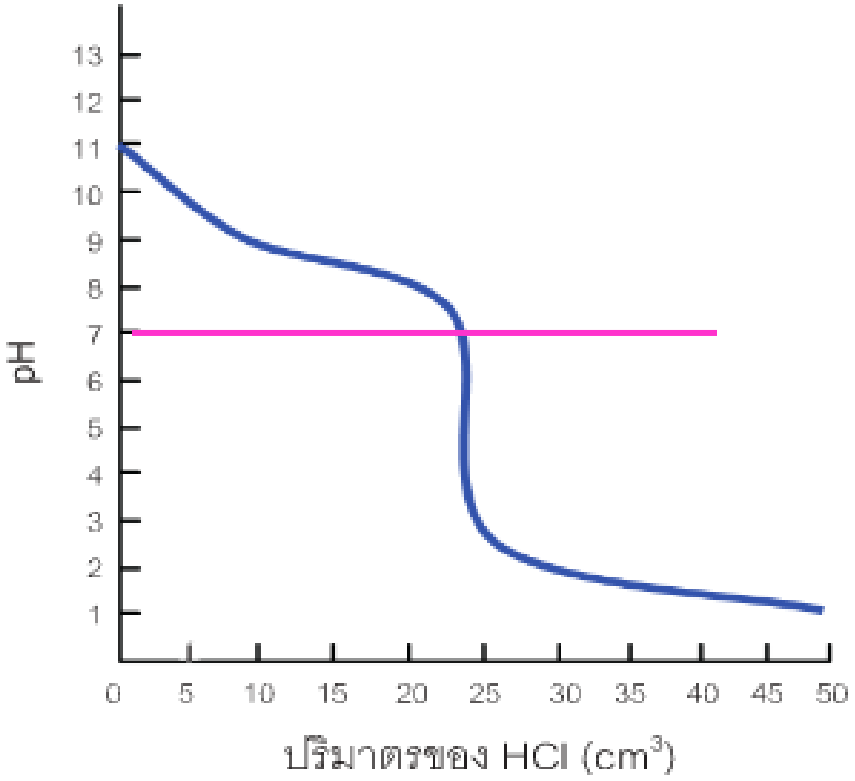
รูป 8.11 กราฟของการไทเทรตสารละลายกรด CH_3COOH เข้มข้น 0.1 mol/dm^3 ปริมาตร 25 cm^3 ด้วยสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 mol/dm^3

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow CH_3COONa(aq) + H_2O(l)$$

$$CH_3COONa(aq) \longrightarrow Na^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

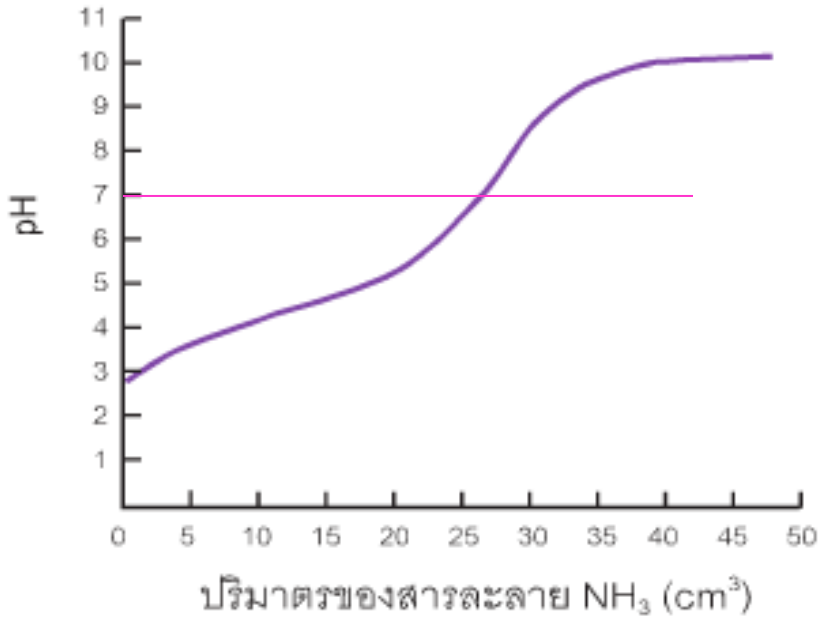
$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

ในกรณีของการไทเทรตระหว่างเบสอ่อนกับกรดแก่ เช่น ไทเทรตสารละลายแอมโมเนียด้วยสารละลายกรดไฮโดรคลอริก จะได้กราฟของการไทเทรตที่มีรูปร่างดังรูป 8.12 ซึ่งได้มีผู้ศึกษาทดลองไว้แล้ว ดังนี้



รูป 8.12 กราฟของการไทเทรตสารละลาย NH_3 ด้วยสารละลายกรด HCl

การไทเทรตกรดอ่อนด้วยเบสอ่อน เช่น สารละลายกรดแอซีติกกับสารละลายแอมโมเนียจะได้กราฟของการไทเทรตที่ได้มีผู้ศึกษาไว้แล้วเป็นดังนี้



ความชันน้อย

หาจุดสมมูลยาก

ไม่เที่ยงตรง

ไม่นิยม

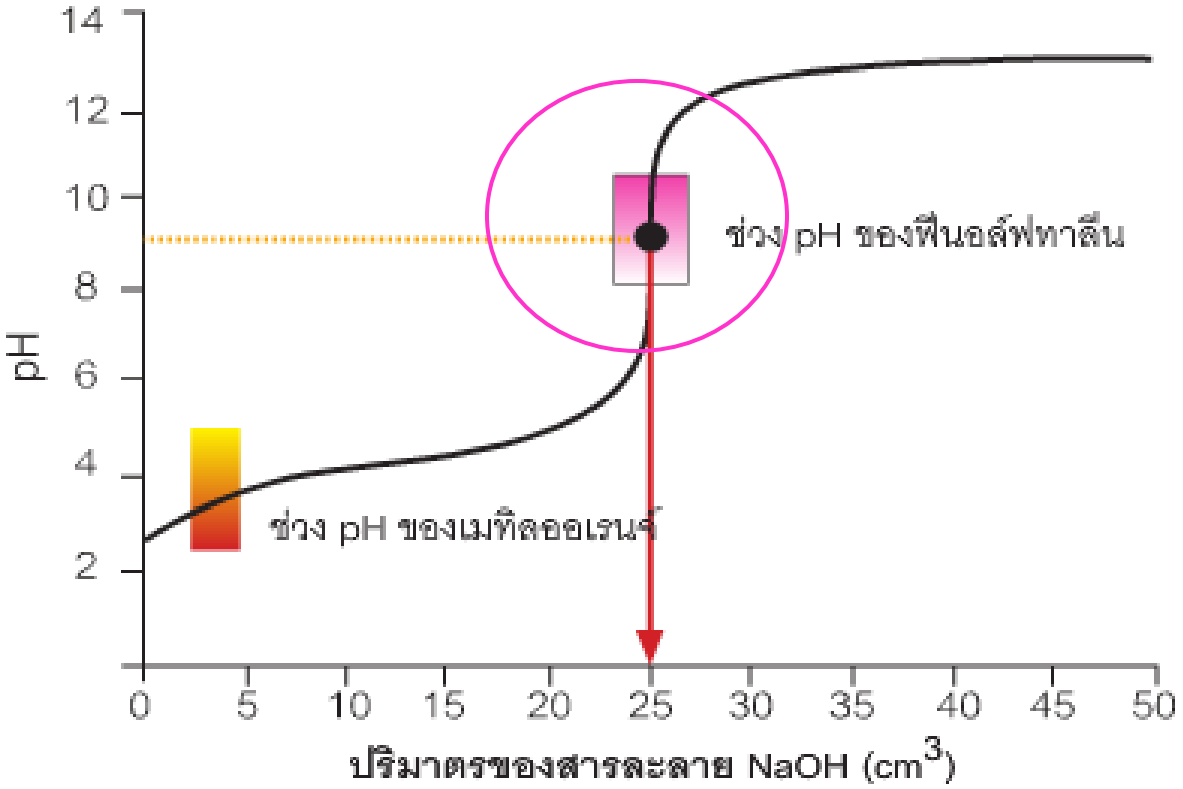
รูป 8.13 กราฟของการไทเทรตสารละลายกรด CH_3COOH เข้มข้น 0.1 mol/dm³ 25 cm³ ด้วยสารละลาย NH_3 เข้มข้น 0.1 mol/dm³

การเลือกอินดิเคเตอร์

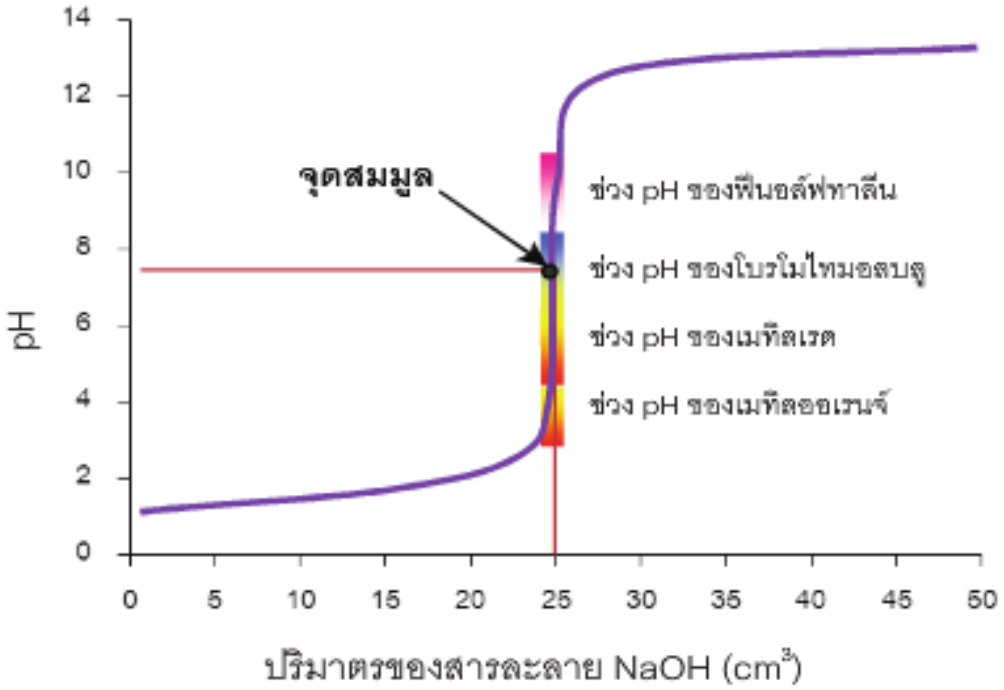
การทดลอง 8.6 การเลือกอินดิเคเตอร์ในการไทเทรตกรด-เบส

1. ปิเปตต์สารละลาย CH_3COOH 0.1 mol/dm^3 ปริมาตร 10 cm^3 ลงในขวดรูปกรวยขนาด 100 cm^3 หยดฟีนอล์ฟทาลีนลงไป 3 หยด
2. บรรจุสารละลาย NaOH 0.1 mol/dm^3 ในบิวเรตต์ บันทึกปริมาตรก่อนการไทเทรต
3. หยดสารละลาย NaOH จากบิวเรตต์ลงในสารละลาย CH_3COOH ที่เตรียมไว้ทีละหยดเขย่าขวดทุกครั้งที่หยดลงไป ทำเช่นนี้ต่อไปจนอินดิเคเตอร์เปลี่ยนสี บันทึกปริมาตรของสารละลายในบิวเรตต์
4. ทำการทดลองเช่นเดียวกับข้อ 1 – 3 แต่ใช้เมทิลออเรนจ์แทนฟีนอล์ฟทาลีน

สารละลายกรดแอซีติกเข้มข้น 0.1 mol/dm^3 ปริมาตร 10 cm^3 จะทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์เข้มข้น 0.1 mol/dm^3 ปริมาตร 10 cm^3 ได้สารละลายที่มีสมบัติเป็นเบส และ pH ที่จุดสมมูลมีค่าประมาณ 8.7



ต้องเลือกอินดิเคเตอร์ที่อยู่ในช่วงความชันสูงสุด



ชันมากที่ช่วง

pH 3-11

ใช้ได้ทุกตัว

อินดิเคเตอร์	สีของอินดิเคเตอร์		ช่วง pH
	ในกรด	ในเบส	
เมทิลออเรนจ์	ส้ม	เหลือง	3.2 – 4.4
เมทิลเรด	แดง	เหลือง	4.2 – 6.3
โบรโมไทมอลบลู	เหลือง	ฟ้า	6.0 – 7.6
ฟีนอล์ฟทาลีน	ไม่มีสี	ชมพู	8.3 – 10.0

สารละลายบัฟเฟอร์

- คือ?
- สารละลายที่มีสมบัติในการควบคุม pH
- คือเติมกรด หรือเบสไปไม่มากนัก แล้วค่า pH ไม่เปลี่ยนแปลง

<u>จากการทดลองที่ 8.8</u>

- ถ้าเติมกรด หรือ เบส ลงไปในน้ำ จะมีการเปลี่ยนแปลงค่า pH หรือ ปริมาณ H_3O^+ หรือ OH^-
- แต่ถ้าเติมลงใน ของผสม แอซีติกและโซเดียมแอซีเตต pH จะไม่ค่อยเปลี่ยน

โซเดียมแอซีเตต แตกตัวได้ทั้งหมด

$$CH_3COONa(s) \longrightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

ในระบบจะมี $CH_3COOH(aq)$

แตกตัวบางส่วน

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

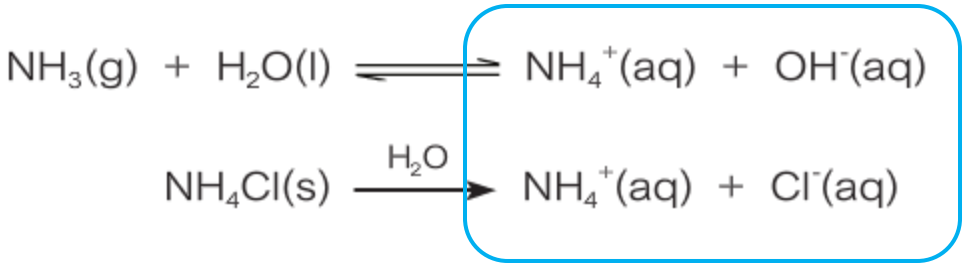
ในระบบจะมี $CH_3COO^-(aq)$ มาก

เมื่อเติมกรด ลงไป (HCl)

$$CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$$

ทำให้ H^+ หรือ H_3O^+ ในระบบลดลง ทำให้ค่า pH ไม่เปลี่ยนแปลงไปมากนัก

เมื่อผสมสารละลายแอมโมเนียกับสารละลายแอมโมเนียมคลอไรด์เกิดปฏิกิริยาดังนี้



เมื่อเติมเบสลงไป

$$NH_4^+(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_2O(l)$$

เมื่อเติมกรดลงไป

$$NH_3(aq) + H_3O^+(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + H_2O(l)$$

สังเกต

เบสอ่อน เกลือของเบสอ่อน

สารละลายแอมโมเนียกับสารละลายแอมโมเนียมคลอไรด์

กรดอ่อน เกลือของกรดอ่อน

สารละลายผสมของกรดแอซิติกและโซเดียมแอซีเตต

ตัวอย่างสารละลายบัฟเฟอร์

สารละลายบัฟเฟอร์	กรด (HA)	คู่เบส (A^-)
1. สารละลายของกรด CH_3COOH และเกลือ CH_3COONa	CH_3COOH	CH_3COO^-
2. สารละลายของกรด H_3PO_4 และเกลือ NaH_2PO_4	H_3PO_4	$H_2PO_4^-$
3. สารละลายของเกลือ NaH_2PO_4 และเกลือ Na_2HPO_4	$H_2PO_4^-$	HPO_4^{2-}
4. สารละลายของกรด H_2CO_3 และเกลือ $NaHCO_3$	H_2CO_3	HCO_3^-
5. สารละลายของเกลือ $NaHCO_3$ และเกลือ Na_2CO_3	HCO_3^-	CO_3^{2-}
6. สารละลายของเกลือ NH_4Cl และ NH_3	NH_4^+	NH_3

เราจะพบระบบบัฟเฟอร์ในร่างกายสิ่งมีชีวิต เพื่อรักษาค่า pH ให้เหมาะสมสำหรับการทำงาน และที่ทะเลก็พบระบบบัฟเฟอร์เช่นกันเนื่องจากในทะเลมีไอออนอยู่จำนวนมาก การทำของของบัฟเฟอร์ทั้งสองที่นี้สามารถศึกษาได้ใน หนังสือเรียนหน้า 153-154

สารละลายบัฟเฟอร์มี 2 ประเภท

1) บัฟเฟอร์กรด (Acid buffer solution) เกิดจากสารละลายของกรดอ่อนผสมกับสารละลายเกลือของกรดอ่อนชนิดนั้น สารละลายบัฟเฟอร์ประเภทนี้มี pH < 7 เช่น

CH_3COOH (กรดอ่อน) + CH_3COONa (เกลือของกรดอ่อน)

HCN (กรดอ่อน) + KCN (เกลือของกรดอ่อน)

H_2S(กรดอ่อน) + Na_2S (เกลือของกรดอ่อน)

H_2CO_3(กรดอ่อน) + $NaHCO_3$ (เกลือของกรดอ่อน)

2) บัฟเฟอร์เบส (Basic buffer solution) เกิดจากสารละลายของเบสอ่อนผสมกับสารละลายเกลือของเบสอ่อนนั้น สารละลายบัฟเฟอร์แบบนี้ มี pH > 7 เช่น

NH_3 (เบสอ่อน) + NH_4Cl (เกลือของเบสอ่อน)

NH_3 (เบสอ่อน) + NH_4NO_3 (เกลือของเบสอ่อน)

$Fe(OH)_2$ (เบสอ่อน) + $FeCl_2$ (เกลือของเบสอ่อน)

$Fe(OH)_3$ (เบสอ่อน) + $FeCl_3$ (เกลือของเบสอ่อน)

1. $pH = -\log Ka + \log [salt]/[Acid]$

2. $pOH = -\log Kb + \log [salt]/[Base]$

ตัวอย่าง สารละลายบัฟเฟอร์ประกอบด้วย สารละลายกรดอะซิติกกับสารละลายโซเดียมอะซิเตต ซึ่งเข้มข้น 0.1 โมล/ลิตรเท่ากันและมีปริมาตร 100 cm^3 เท่ากัน ด้วย ถ้า Ka ของกรดอะซิติกเท่ากับ 1.8 x 10^{-5} จงหา pH ของสารละลายบัปเฟอร์นี้

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

ตัวอย่าง สารละลายบัฟเฟอร์ที่เกิดจากผสมสารละลายเบสอ่อน NH_4OH และเกลือ NH_4Cl ซึ่งมีความเข้มข้น 0.1 โมล/ลิตรเท่ากัน และมีปริมาตร $100cm^3$ เท่ากันด้วย ถ้า Kb ของ NH_4OH เท่ากับ 1.8×10^{-5} สารละลายบัฟเฟอร์นี้มี pH เท่าไร

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