ST2091101 เคมีสำหรับสุขภาพ เครื่องสำอางและการชะลอวัย

สมดุลกรด-เบส

Acid-Base Equilibria

ผศ.ดร.วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ
Asst.Prof.Woravith Chansuvarn, Ph.D.

Chemographics
LINE woravith
woravith.c@rmutp.ac.th
http://web.rmutp.ac.th/woravith

#แผนการเรียนรู้และการประเมินผลการเรียนรู้

3.1

สมดุลกรด-เบส

- บอกทฤษฎีกรด-เบส
- อธิบายการแตกตัวของกรด-เบส
- คำนวณค่า pH
- อธิบายการไทเทรตกรด-เบส

ทฤษฎีกรด-เบส

อาร์เรเนียส
(Arrhenius,1887)

“ พิจารณา
ไอออนที่แตกตัว
เมื่อสารนั้นละลายในน้ำ
แล้วแตกตัวเป็นไอออน

ไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+)
หรือ
โฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-)

เบรินสเตด-ลาวรี
(Bronsted&Lowry,1923)

“ พิจารณา
จากสารที่สามารถแตก
ตัวให้ไฮโดรเจนไอออน
(H^+)
หรือ
สารทำหน้าที่รับ
ไฮโดรเจนไอออน (H^+)

ลิวอีส
(Lewis,1938)

“ พิจารณา
จากสารที่สามารถรับคู่
อิเล็กตรอน (กรดลิวอีส)
หรือ
ให้คู่อิเล็กตรอน (เบสลิวอีส)

กรด

อนุมูลที่แสดงความเป็นกรด

H^+ ไฮโดรเจน ไอออน (hydrogen ion, proton)

H_3O^+ ไฮโดรเนียม ไอออน (hydronium ion)

เบส

อนุมูลที่แสดงความเป็นเบส

OH^- ไฮดรอกไซด์ ไอออน (hydroxide ion)

อาร์เรเนียส
(Arrhenius,1887)

กรด คือสารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ H^+ (หรือ H_3O^+)

$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

$HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$

เบส คือสารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ OH^-

$NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + OH^-$

$KOH + H_2O \rightarrow K^+ + OH^-$

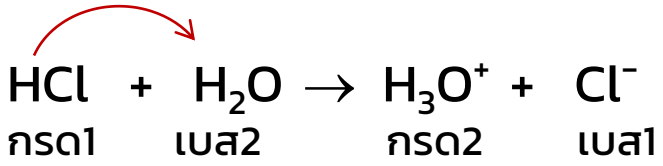
ข้อจำกัด

- ต้องละลายในน้ำ
- กรด ต้องมี H^+ และ เบส ต้องมี OH^- ในโมเลกุล

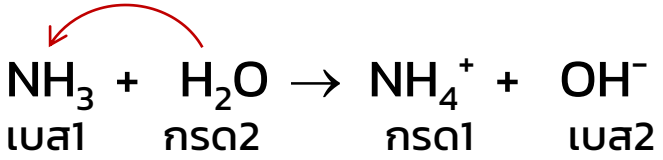
อาร์เรเนียส
(Arrhenius,1887)

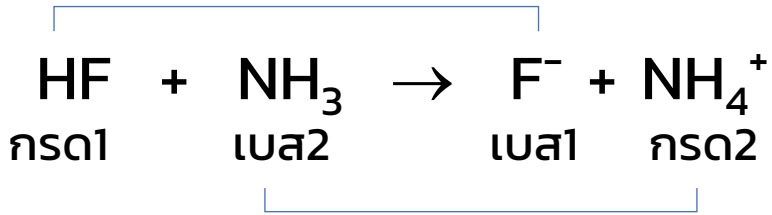
เบรินสเตด-ลาวรี
(Bronsted&Lowry,1923)

กรด คือสารที่ให้ H^+ แก่สารอื่น



เบส คือ สารที่รับ H^+ จากสารอื่น





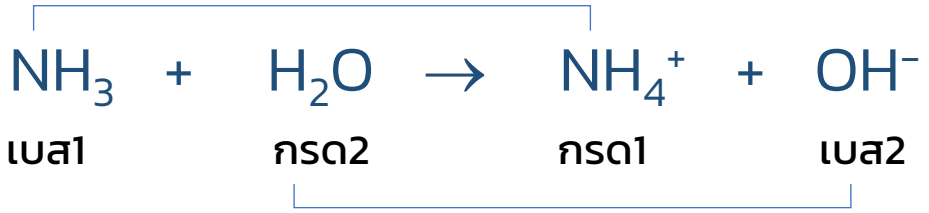
HF เป็นคู่กรดของ F^- และ F^- เป็นคู่เบสของ HF
NH_4^+ เป็นคู่กรดของ NH_3 และ NH_3 เป็นคู่เบสของ NH_4^+

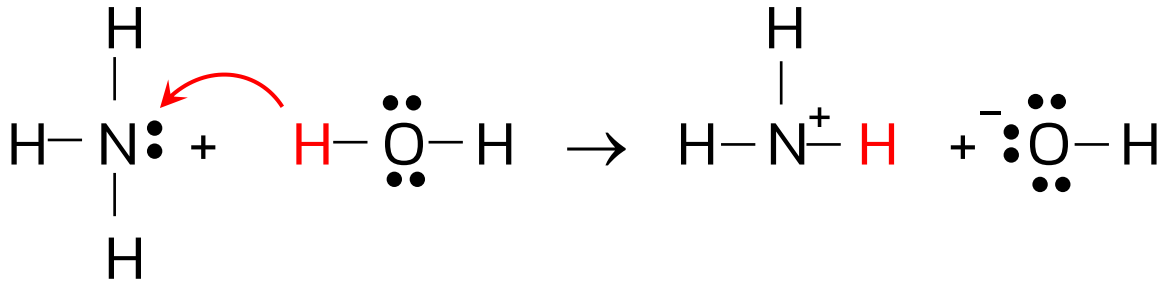
ในปฏิกิริยาหนึ่งๆ จะมีตัวให้และตัวรับ H^+ เสมอ

- สารที่เป็นกรด เมื่อแตกตัวให้ H^+ แก่สารอื่น > อนุมูลที่เหลือจะเป็นเบส
- สารที่เป็นเบส เมื่อรับ H^+ จากสารอื่น > อนุมูลจะเปลี่ยนไปเป็นกรด

อาร์เรเนียส
(Arrhenius,1887)

เบรินสเตด-ลาวรี
(Bronsted&Lowry,1923)

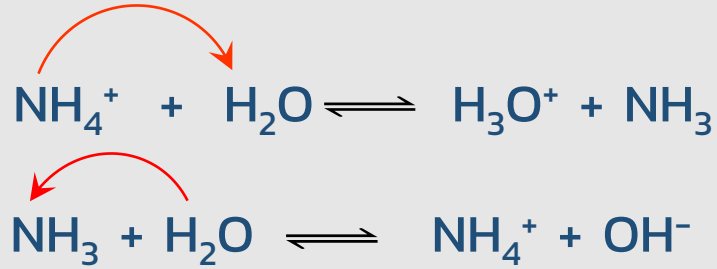




คู่กรด-เบส H_2O / OH^-
NH_4^+ / NH_3

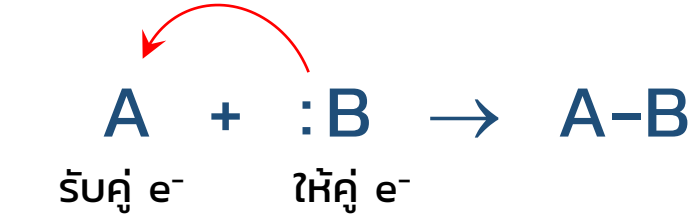
คู่กรด-เบส จะมีจำนวน H^+ ต่างกัน 1 ตัว
จำนวน H^+ ของคู่กรดจะมากกว่าคู่เบสอยู่ 1 ตัวเสมอ

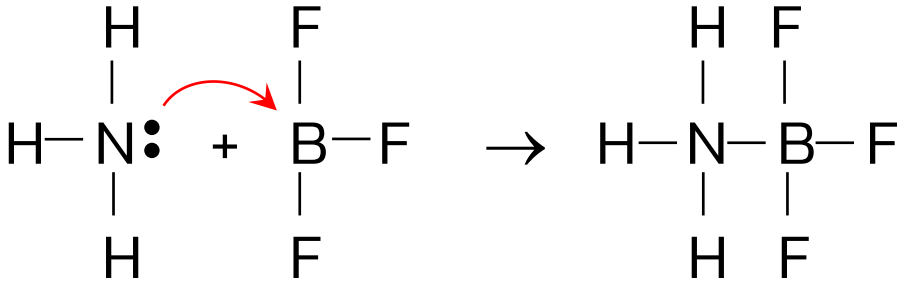
แอมพิโปรติก (amphiprotic) : สารที่มีสมบัติเป็นได้ทั้งกรดและเบส เช่น H_2O

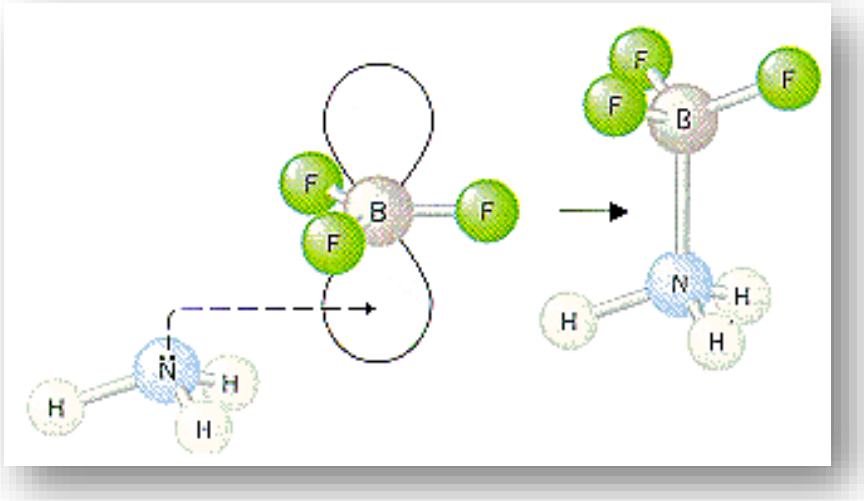


กรด คือ สารที่สามารถรับคู่อิเล็กตรอน (electron pair acceptor)

เบส คือ สารที่สามารถให้คู่อิเล็กตรอน (electron pair donor)







การแตกตัวของกรด-เบส

กรดแก่ หรือ เบสแก่ → แตกตัวเป็นไอออนอย่างสมบูรณ์

- $[H^+]_{ที่แตกตัว}$ = ความเข้มข้นของกรดเริ่มต้น
- $[OH^-]_{ที่แตกตัว}$ = ความเข้มข้นของเบสเริ่มต้น

กรดอ่อน หรือ เบสอ่อน →
- แตกตัวเป็นไอออนอย่างไม่สมบูรณ์
- แตกตัวได้เพียงบางส่วน (น้อย)

$[H^+]_{ที่แตกตัว}$ < ความเข้มข้นของกรดเริ่มต้น
$[OH^-]_{ที่แตกตัว}$ < ความเข้มข้นของเบสเริ่มต้น

การแตกตัวของกรด-เบส

กรดแก่ แตกตัวได้ $[H^+]$ ได้ทั้งหมด

$[H^+]_{ที่แตกตัว}$ = ความเข้มข้นเริ่มต้น

HCl เข้มข้น 0.050 mol/L

$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

$[H^+]_{ที่แตกตัว} = 0.050$ mol/L

เบสแก่ แตกตัวได้ $[OH^-]$ ได้ทั้งหมด

$[OH^-]_{ที่แตกตัว}$ = ความเข้มข้นเริ่มต้น

NaOH เข้มข้น 0.050 mol/L

$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

$[OH^-]_{ที่แตกตัว} = 0.050$ mol/L

แต่การแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อน แตกตัวเป็นไอออนอย่างไม่สมบูรณ์ จึงเกิดภาวะสมดุล

กรดอ่อน แตกตัวได้ $[H^+]$ เพียงบางส่วน เกิดภาวะสมดุลระหว่าง $[H^+]_{ที่แตกตัว}$ กับกรดอ่อนที่ไม่ได้แตกตัว

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^- \qquad K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$\%การแตกตัว = \frac{[H^+]_{ที่แตกตัว}}{[HA]} \times 100$$

เบสอ่อน แตกตัวได้ $[OH^-]$ ได้เพียงบางส่วน เกิดภาวะสมดุลระหว่าง $[OH^-]_{ที่แตกตัว}$ กับเบสอ่อนที่ไม่ได้แตกตัว

$$BOH \rightleftharpoons B^+ + OH^- \qquad K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}$$

$$\%การแตกตัว = \frac{[OH^-]_{ที่แตกตัว}}{[BOH]} \times 100$$

กรดแก่

แตกตัวเป็น**ไอออน**อย่างสมบูรณ์

H^+ (hydrogen ion)
H_3O^+ (hydronium ion)

แตกตัวเป็น**ไอออน** ได้ทั้งหมด (100%)

$$HCl \rightarrow \underset{100\%}{H^+} + \underset{100\%}{Cl^-}$$

$[H^+]_{ที่แตกตัว} = [กรดแก่]_{เริ่มต้น}$

กรดอ่อน

แตกตัวเป็น**ไอออน**อย่างไม่สมบูรณ์

H^+
H_3O^+ แตกตัวเป็นไอออนได้น้อยมาก จึงมีภาวะสมดุล

แตกตัวเป็น**ไอออน** ได้เพียงบางส่วน (<100%)

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

$[H^+]_{ที่แตกตัว} << [กรดอ่อน]_{เริ่มต้น}$

เบสแก่

แตกตัวเป็น**ไอออน**อย่างสมบูรณ์

OH^- (hydroxide ion)

แตกตัวเป็น**ไอออน** ได้ทั้งหมด (100%)

$$NaOH \rightarrow \underset{100\%}{Na^+} + \underset{100\%}{OH^-}$$

$[OH^-]_{ที่แตกตัว} = [เบสแก่]_{เริ่มต้น}$

เบสอ่อน

แตกตัวเป็น**ไอออน**อย่างไม่สมบูรณ์

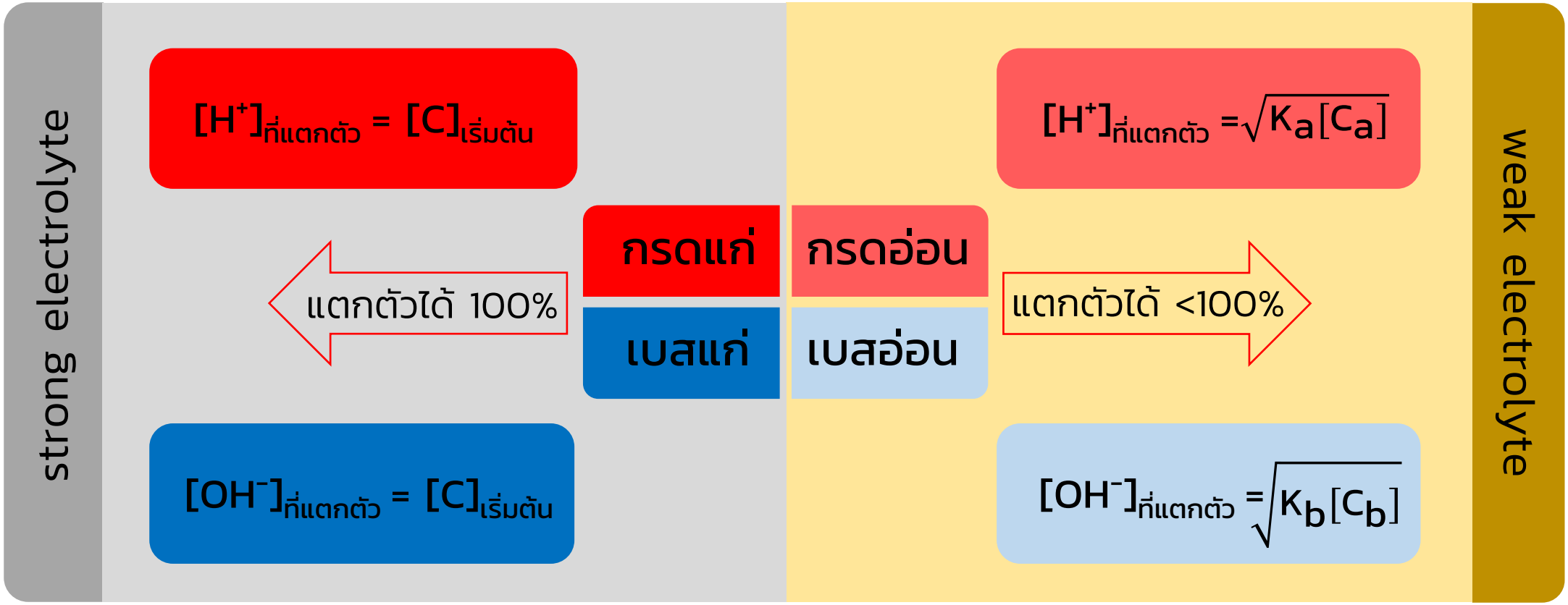
OH^- แตกตัวเป็นไอออนได้น้อยมาก จึงมีภาวะสมดุล

แตกตัวเป็น**ไอออน** ได้เพียงบางส่วน (<100%)

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$[OH^-]_{ที่แตกตัว} << [เบสอ่อน]_{เริ่มต้น}$

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



$$pOH = -\log [OH^-]$$
$$pH = 14 - pOH$$

ChemoGraphics

ค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อน

K_a : บอกความสามารถในการแตกตัวเป็นไอออน (H^+) ของกรดอ่อน

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

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

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

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

- กรดอ่อนที่มีค่า K_a สูงกว่าจะแตกตัวได้มากกว่า และจะมีความแรงมากกว่า
- กรดอ่อนต่างชนิดกันที่มีความเข้มข้นเท่ากัน กรดอ่อนที่มีร้อยละการแตกตัวสูงกว่าจะมีความแรงมากกว่า
- กรดอ่อนต่างชนิดกันที่มีความเข้มข้นต่างกัน และมีร้อยละการแตกตัวเท่ากัน กรดอ่อนมีความเข้มข้นสูงกว่าจะมีความแรงมากกว่า

ค่าคงที่การแตกตัวของเบสอ่อน

K_b : บอกความสามารถในการแตกตัวเป็นไอออน (OH^-) ของเบสอ่อน

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

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

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

$$K_b = \frac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_3]}$$

- เบสอ่อนที่มีค่า K_b สูงกว่าจะแตกตัวได้มากกว่า และมีความแรงมากกว่า
- เบสอ่อนต่างชนิดกันที่มีความเข้มข้นเท่ากัน เบสอ่อนที่มีร้อยละการแตกตัวสูงกว่าจะมีความแรงมากกว่า
- เบสอ่อนต่างชนิดกันที่มีความเข้มข้นต่างกัน และมีร้อยละการแตกตัวเท่ากัน กรดอ่อนมีความเข้มข้นสูงกว่าจะมีความแรงมากกว่า

ค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อน-เบสอ่อน (ในน้ำที่ 25°C)

กรด		K_a	pK_a
ไอโอดิก	$HIO_3 \rightleftharpoons H^+ + IO_3^-$	1.6×10^{-1}	0.80
คลอรัส	$HClO_2 \rightleftharpoons H^+ + ClO_2^-$	1.1×10^{-2}	1.96
คลอโรแอซีติก	$HC_2H_2ClO_2 \rightleftharpoons H^+ + HC_2H_2ClO_2^-$	1.4×10^{-3}	2.85
ไฮโดรฟลูออริก	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	7.2×10^{-4}	3.14
ฟอร์มิก	$HCOOH \rightleftharpoons H^+ + COOH^-$	1.8×10^{-4}	3.74
เบนโซอิก	$C_6H_5COOH \rightleftharpoons H^+ + C_6H_5COO^-$	6.5×10^{-5}	4.20
แอซีติก	$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$	1.8×10^{-5}	4.74
คาร์บอนิก	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	4.2×10^{-7}	6.38
ไฮโดรไซยานิก	$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	6.2×10^{-10}	9.21
ฟีนอล	$C_6H_5OH \rightleftharpoons H^+ + C_6H_5O^-$	1.1×10^{-10}	10.00
ไฮโดรเจนเปอร์ออกไซด์	$H_2O_2 \rightleftharpoons H^+ + H_2O^-$	1.8×10^{-12}	11.74
เบส		K_b	pK_b
ไดเอทิลลามีน	$(C_2H_5)_2NH + H_2O \rightleftharpoons (C_2H_5)_2NH_2^+ + OH^-$	6.9×10^{-4}	3.16
เอทิลลามีน	$C_2H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons (C_2H_5)_2NH_3^+ + OH^-$	4.3×10^{-4}	3.37
แอมโมเนีย	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	1.8×10^{-5}	4.74
ไฮดรอกซีลามีน	$HONH_2 + H_2O \rightleftharpoons HONH_3^+ + OH^-$	9.1×10^{-9}	8.04
ไพริดีน	$C_5H_5N + H_2O \rightleftharpoons C_5H_5NH^+ + OH^-$	1.5×10^{-9}	8.82
แอนิลีน	$C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$	7.4×10^{-10}	9.13
ยูเรีย	$C_2H_4CO + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + CO_2$	1.5×10^{-14}	13.8

กรดอ่อนที่มีค่า K_a มาก แสดงว่าเป็นกรดที่มีความแรงมากกว่ากรดอ่อนที่มีค่า K_a น้อย

เบสอ่อนที่มีค่า K_b มากแสดงว่าเป็นเบสที่มีความแรงมากกว่าเบสอ่อนที่มีค่า K_b น้อย

การคำนวณหา $[H^+]_{ที่แตกตัว}$ ณ ภาวะสมดุลของกรดอ่อน

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

$[\ ]_{เริ่มต้น}$	C_a	0	0
$[\ ]_{เปลี่ยนแปลง}$	$-x$	$+x$	$+x$
$[\ ]_{สมดุล}$	C_a-x	$+x$	$+x$

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

$$K_a = \frac{(x)(x)}{(C_a-x)} \Rightarrow K_a = \frac{x^2}{(C_a-x)}$$

จัดรูปสมการกำลังสอง

$$x^2 = K_aC_a - K_ax$$

$$x^2 + K_ax - K_aC_a = 0$$

เทอม x หาได้จากสมการกำลังสอง

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

วิธีประมาณค่า

$$K_a = \frac{x^2}{C_a-x}$$ ⇒ สมมติให้ $x<C_a$ มากๆ (x ตัดทิ้งได้)

$$K_a = \frac{x^2}{C_a}$$

$$x = \sqrt{K_aC_a}$$

หมายเหตุ วิธีประมาณค่าไม่สามารถใช้ได้ ถ้า C_a/K_a แตกต่างกันน้อยกว่า 1000 เท่า

กรดอ่อน
การคำนวณ $[H^+]_{ที่แตกตัว}$ ณ ภาวะสมดุล

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^- \qquad K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

	HA	H^+	A^-
$[\ ]_{เริ่มต้น}$	C_a	0	0
$[\ ]_{เปลี่ยนแปลง}$	$-x$	$+x$	$+x$
$[\ ]_{สมดุล}$	C_a-x	x	x

$$K_a = \frac{(x)(x)}{C_a-x}$$

$$K_a = \frac{x^2}{C_a-x}$$

สมมติให้ $x<C_a$ มาก ๆ ดังนั้น x มีค่าน้อยมาก เมื่อเทียบกับ C_a จึงตัด x ทิ้งได้

$$K_a = \frac{x^2}{C_a}$$

$$x = [H^+] = \sqrt{K_aC_a}$$

- %การแตกตัว
- $pH = -\log[H^+]$

เบสอ่อน
การคำนวณ $[OH^-]_{ที่แตกตัว}$ ณ ภาวะสมดุล

$$BOH \rightleftharpoons B^+ + OH^- \qquad K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}$$

	BOH	B^+	OH^-
$[\ ]_{เริ่มต้น}$	C_b	0	0
$[\ ]_{เปลี่ยนแปลง}$	$-x$	$+x$	$+x$
$[\ ]_{สมดุล}$	C_b-x	x	x

$$K_b = \frac{(x)(x)}{C_b-x}$$

$$K_b = \frac{x^2}{C_b-x}$$

สมมติให้ $x<C_b$ มากๆ ดังนั้น x มีค่าน้อยมากเมื่อเทียบกับ C_b จึงตัด x ทิ้งได้

$$K_b = \frac{x^2}{C_b}$$

$$x = [OH^-] = \sqrt{K_bC_b}$$

- %การแตกตัว
- $pOH = -\log[OH^-]$

$pH = 14-pOH$

จงคำนวณความเข้มข้นของ H^+ ในสารละลาย HOAc เข้มข้น 0.10 mol/L ($K_a=1.8x10^{-5}$)

	$HOAc(aq) \rightleftharpoons$	$OAc^-(aq)$ +	$H^+(aq)$
$[\ ]_{สมดุล}$	0.10−x	+x	+x

$$K_a=\frac{[OAc^-][H^+]}{[HOAc]}$$

$$1.8x10^{-5}=\frac{(x)(x)}{(0.10-x)}=\frac{x^2}{(0.10-x)}$$

จัดรูปสมการกำลังสอง

$$x^2 = (1.8x10^{-5})(0.10 - x)$$

$$x^2 + (1.8x10^{-5})x - (1.8x10^{-6}) = 0$$

แก้สมการ หาตัวแปร x

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

$$x = \frac{-(1.8x10^{-5}) \pm \sqrt{(1.8x10^{-5})^2 + 4(1.8x10^{-6})}}{2}$$

$$x = 1.33x10^{-3}$$

วิธีประมาณค่า

$$1.8x10^{-5}=\frac{x^2}{(0.10-x)}$$

สมมติให้ x < 0.10 มากๆ (x ตัดทิ้งได้)

$$1.8x10^{-5}=\frac{x^2}{0.10}$$

$$x =\sqrt{(1.8x10^{-5})(0.10)}$$

$$x = 1.34x10^{-3}$$

กรด HA เข้มข้น 2.50 mol/L พบว่าที่ภาวะสมดุล มีความเข้มข้นของ H^+ ที่แตกตัวได้เท่ากับ $6.4x10^{-3}$ mol/L จงคำนวณร้อยละการแตกตัว

$$\%HA = \frac{6.4x10^{-3}}{2.50} x100 = 0.26\%$$

จงคำนวณร้อยละการแตกตัว HCN 2.50 mol/L ($K_a=6.4x10^{-10}$)

$$HCN \rightleftharpoons CN^- + H^+$$

$$[H^+] = \sqrt{(6.4x10^{-10})(2.50\ mol/L)}$$

$$= 4.0x10^{-5}$$

$$\%HCN = \frac{4.0x10^{-5}}{2.50} x100 = 0.0016\%$$

จงคำนวณร้อยละการแตกตัว NH_3 2.50 mol/L ($K_b=1.8x10^{-5}$)

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons OH^- + NH_4^+$$

$$[OH^-] = \sqrt{(1.8x10^{-5})(2.50\ mol/L)}$$

$$= 6.7x10^{-3}$$

$$\%NH_3 = \frac{6.7x10^{-3}}{2.50} x100 = 0.27\%$$

การแตกตัวของกรดโพลีโปรติก

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

$$K_{a1} = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7.5 \times 10^{-3}$$

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

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

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

$$K_{a3} = \frac{[H^+][PO_4^{4-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 2.2 \times 10^{-12}$$

ค่าคงที่การแตกตัวของกรดโพลีโปรติกบางชนิดที่ 25°C

กรด	สูตรเคมี	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
แอสคอร์บิก	$H_2C_6H_6O_6$	8.0×10^{-5}	1.6×10^{-12}	
คาร์บอนิก	H_2CO_3	4.2×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
ซิตริก	$H_3C_6H_5O_7$	7.4×10^{-4}	1.7×10^{-5}	4.0×10^{-7}
ออกซาลิก	$H_2C_2O_4$	5.9×10^{-2}	6.4×10^{-5}	
ฟอสฟอริก	H_3PO_4	7.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	2.2×10^{-12}
ซัลฟิวรัส	H_2SO_3	1.7×10^{-2}	6.4×10^{-8}	4.2×10^{-13}
ซัลฟิวริก	H_2SO_4	มาก	1.2×10^{-2}	
ทาร์ทาริก	$H_2C_4H_4O_6$	1.0×10^{-3}	4.6×10^{-5}	

การแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ

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

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

K_w = ค่าคงที่การแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ (dissociation constant of water)

ที่ 25°C $K_w = 1.0x10^{-14}$

ที่ภาวะสมดุล $[H^+][OH^-] = 1.0x10^{-14}$

น้ำบริสุทธิ์เป็นกลาง สมมติให้ $[OH^-]=[H^+]$

$$[H^+]^2 = 1.0x10^{-14}$$

$$[H^+] = 1.0x10^{-7}$$

$$[H^+] = \frac{1.0x10^{-14}}{[OH^-]}$$

$$[OH^-] = \frac{1.0x10^{-14}}{[H^+]}$$

สารละลายกรด	$[H^+] > 1.0x10^{-7}$ mol/L
สารละลายกลาง	$[H^+] = 1.0x10^{-7}$ mol/L
สารละลายเบส	$[H^+] < 1.0x10^{-7}$ mol/L

ความสัมพันธ์ระหว่าง K_a K_b และ K_w

คู่กรด

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

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

คู่เบส

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

$$K_b = \frac{[OH^-][CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

$$K_aK_b = \frac{[H^+]\cancel{[CH_3COO^-]}}{\cancel{[CH_3COOH]}} \times \frac{[OH^-]\cancel{[CH_3COOH]}}{\cancel{[CH_3COO^-]}}$$

$$K_aK_b = [H^+][OH^-]$$

$$K_aK_b = K_w$$

สารละลายกรด	$[H^+] > 1.0x10^{-7}$ mol/L, $[OH^-] < 1.0x10^{-7}$ mol/L
สารละลายที่เป็นกลาง	$[H^+] = 1.0x10^{-7}$ mol/L, $[OH^-] = 1.0x10^{-7}$ mol/L
สารละลายเบส	$[H^+] < 1.0x10^{-7}$ mol/L, $[OH^-] > 1.0x10^{-7}$ mol/L

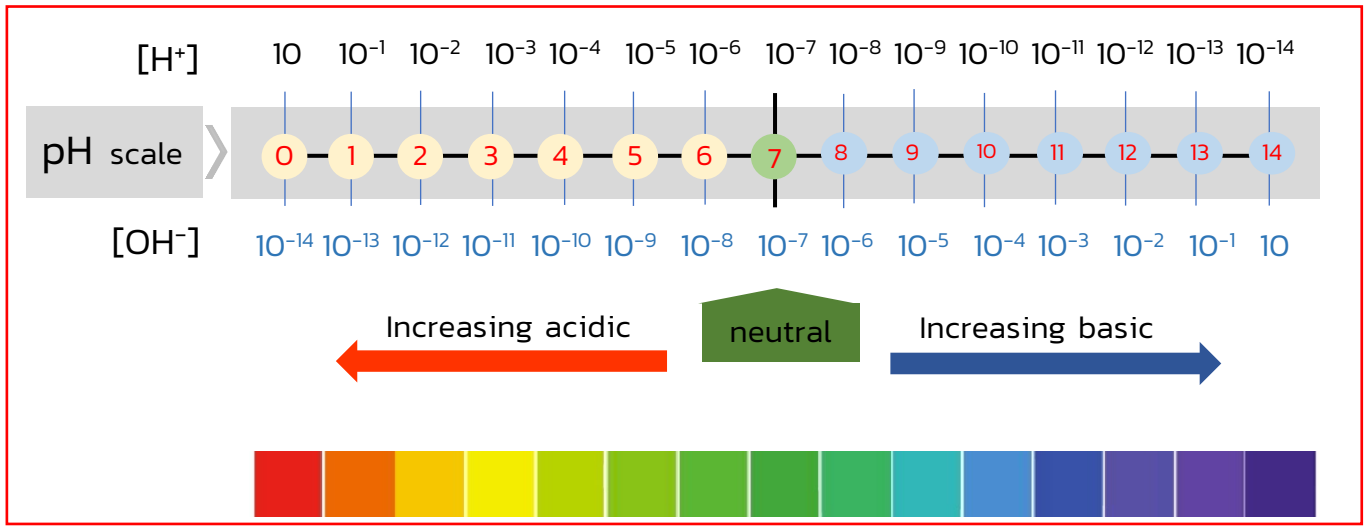
มาตร pH

“ฟังก์ชันลอการิทึมที่ติดเครื่องหมายลบของ $[H^+]$ หรือเรียกว่า p-function”

$$pH = -\log[H^+] \qquad [H^+] = 10^{-pH}$$

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

$$pH + pOH = 14$$



จงคำนวณหา pH ของสารละลาย HCl เข้มข้น 0.0020 mol/L

<u>วิธีคิด</u> HCl เป็นกรดแก่ ดังนั้น $[H^+] = 2.0 \times 10^{-3}$ mol/L

$$pH = -\log[H^+]$$
$$= -\log 2.0 \times 10^{-3}$$
$$= 2.70$$

จงคำนวณหา pH ของสารละลาย NaOH เข้มข้น 5.0×10^{-4} mol/L

<u>วิธีคิด</u> NaOH เป็นเบสแก่ ดังนั้น $[OH^-] = 5.0 \times 10^{-4}$ mol/L

$$pOH = -\log[OH^-]$$
$$= -\log 5.0 \times 10^{-4} = 3.30$$
$$pH = 14.0 - 3.30 = 10.7$$

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

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

$[H^+] = 10^{-pH}$

$[OH^-] = 10^{-pOH}$

$pH + pOH = 14$

จงคำนวณหาเข้มข้นของ H^+ และ OH^- ในสารละลายที่มี pH=4.4

<u>วิธีคิด</u> $pH = -\log[H^+] = 4.4$

$$[H^+] = 10^{-4.4}$$
$$= 4.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

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

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} \Rightarrow [OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{4.0 \times 10^{-5}} = 2.5 \times 10^{-10}$$

ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาแยกสลายด้วยน้ำ

ปฏิกิริยาการแตกตัวของเกลือ CH_3COONa (เกลือที่เกิดจากกรดอ่อนเบสแก่)

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

ปฏิกิริยาการแยกสลายด้วยน้ำ

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

ค่าคงที่สมดุล

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

คูณด้วย $[H^+]$ ทั้งเศษและส่วน

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

K_w

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

ค่าคงที่สมดุลปฏิกิริยาการแยกสลายด้วยน้ำเกลือที่เกิดจากเบสอ่อนกรดแก่

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

ค่าคงที่สมดุลปฏิกิริยาการแยกสลายด้วยน้ำเกลือที่เกิดจากเบสอ่อนกรดอ่อน

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

คำนวณค่า pH ที่ภาวะสมดุลของสารละลาย CH_3COONa เข้มข้น 1.00 mol/L (K_a ของ $CH_3COOH=1.8x10^{-5}$)

<u>วิธีคิด</u> CH_3COONa เป็นเกลือที่เกิดระหว่าง CH_3COOH และ NaOH

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0x10^{-14}}{1.8x10^{-5}} = 5.5x10^{-10}$$

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

	CH_3COO^-		CH_3COOH	OH^-
$[\ ]_{เริ่มต้น}$	1.00		0	0
$[\ ]_{สมดุล}$	−x		+x	+x
$[\ ]_{สมดุล}$	1.00−x		+x	+x

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

$$K_h = \frac{x^2}{1.00-x}$$

วิธีประมาณค่า X<1.00 มากๆ

$$K_h = \frac{x^2}{1.00}$$

$$x^2 = \sqrt{K_h} = \sqrt{(5.5x10^{-10})}$$

$$x = 2.3x10^{-5}$$

$$[OH^-] = 2.3x10^{-5}$$

$$pOH = -\log(2.3x10^{-5})$$

$$= 4.64$$

$$pH = 14.0-4.64$$

$$= 9.36$$

การไทเทรตกรด-เบส

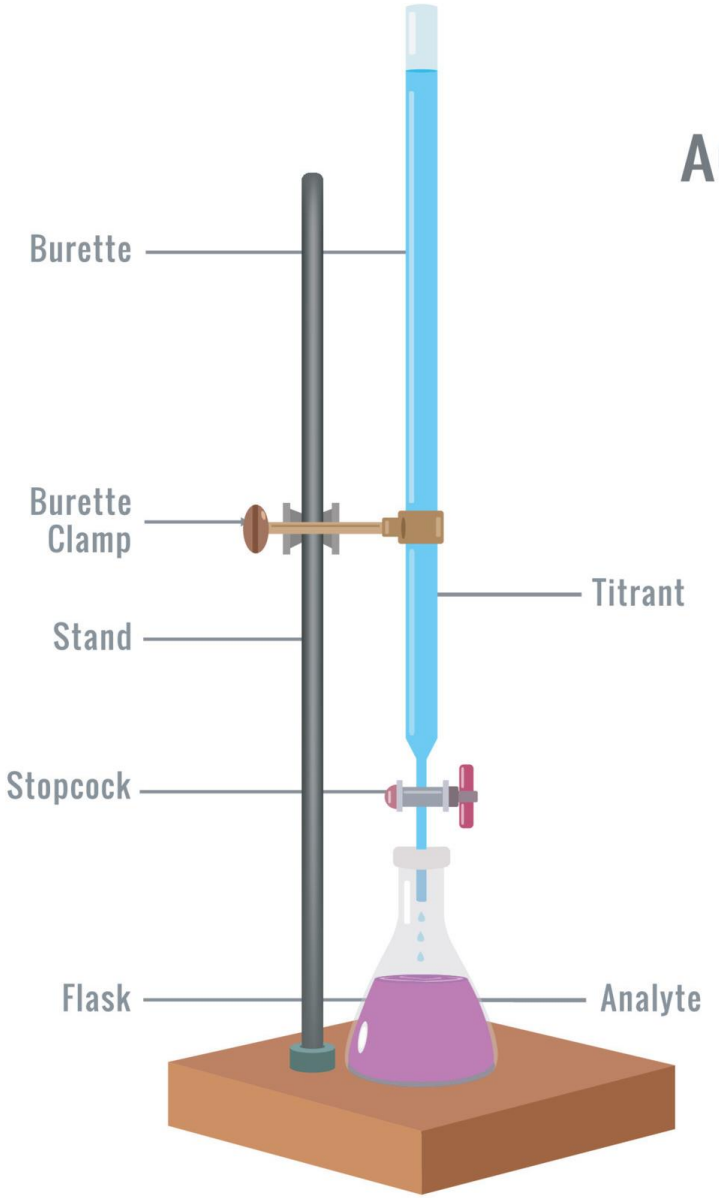
ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นระหว่างกรดกับเบสโดยส่วนใหญ่ได้ผลิตภัณฑ์เป็นเกลือกับน้ำ เรียกปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสที่เป็นเกลือกับน้ำว่าปฏิกิริยาสะเทิน หรือปฏิกิริยาทำให้เป็นกลาง (neutralization reaction) สมการทั่วไป

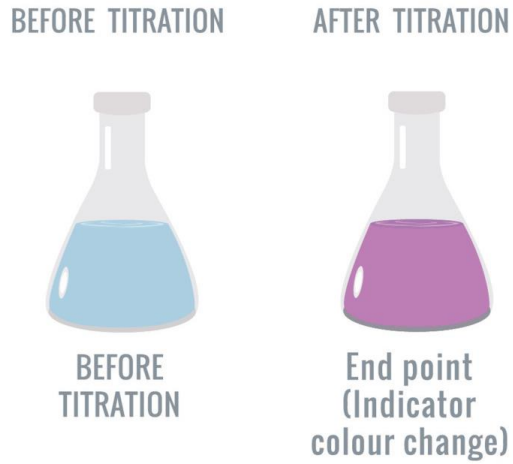
กรด + เบส → เกลือ + น้ำ

เช่น $HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(aq)$

$CH_3COOH(aq) + KOH(aq) \rightarrow CH_3COOK(aq) + H_2O(aq)$

ACID-BASE TITRATION





ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่

กรดแก่ แตกตัวเป็น H^+ อย่างสมบูรณ์
เบสแก่ แตกตัวเป็น OH^- อย่างสมบูรณ์

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

$H^+ + Cl^-$ $Na^+ + OH^-$

เกลือที่เกิดจากกรดแก่กับเบสแก่ไม่เกิดปฏิกิริยาแยกสลายด้วยน้ำ
ที่จุดสมมูล สารละลายมี pH = 7

ปฏิกิริยาระหว่างเบสอ่อนกับกรดแก่

กรดแก่ แตกตัวเป็น H^+ อย่างสมบูรณ์
เบสอ่อน แตกตัวเป็น OH^- อย่างไม่สมบูรณ์

$$HCl + NH_3 \rightarrow NH_4Cl$$

$H^+ + Cl^-$ $NH_4^+ + OH^-$

เกลือ NH_4Cl ทำปฏิกิริยาแยกสลายด้วยน้ำ เกิดอนุมูล H^+

$$NH_4^+ + H_2O \rightarrow NH_3 + H_3O^+$$

ที่จุดสมมูล สารละลายมี pH < 7

ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่

กรดอ่อน แตกตัวเป็น H+ อย่างไม่สมบูรณ์
เบสแก่ แตกตัวเป็น OH- อย่างสมบูรณ์

$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$$

$Na^+ + CH_3COO^-$

เกลือ CH_3COONa ทำปฏิกิริยาแยกสลายด้วยน้ำ เกิดอนุมูล OH^-

$$CH_3COO^- + H_2O \rightarrow CH_3COOH + OH^-$$

ที่จุดสมมูล สารละลายมี pH > 7

ปฏิกิริยาระหว่างเบสอ่อนกับกรดอ่อน

กรดอ่อน แตกตัวเป็น H^+ อย่างไม่สมบูรณ์
เบสอ่อน แตกตัวเป็น OH^- อย่างไม่สมบูรณ์

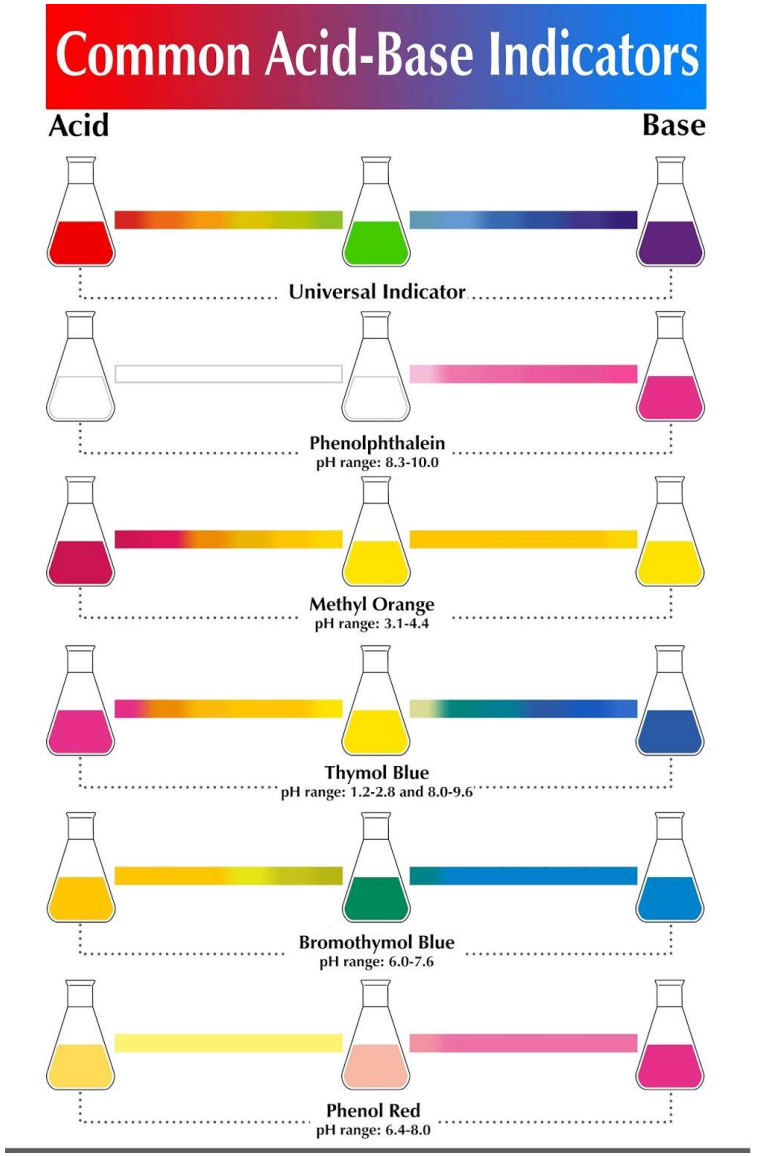
$$CH_3COOH + NH_3 \rightarrow CH_3COO^- + NH_4^+$$

เกลือ CH_3COO^- และ NH_4^+
สามารถเกิดปฏิกิริยาแยกสลายด้วยน้ำได้ เกิดอนุมูล H^+ หรือ OH^-

ที่จุดสมมูล สารละลายจึงเป็นกรดหรือเบสที่อ่อนมาก ขึ้นกับชนิดของกรดอ่อนและเบสอ่อน

Acid-Base indicator

Name of indicator	Color at lower pH	pH range	End-point	Color at higher pH
methyl violet	yellow	0.0 - 1.6	0.8	blue
thymol blue	red	1.2 - 2.8	2.8	yellow
methyl orange	red	3.2 - 4.4	3.7	yellow
bromophenol blue	yellow	2.8 - 4.6	4.0	blue
bromocresol green	yellow	3.8 - 5.4	4.7	blue
methyl red	red	4.2 - 6.3	5.1	yellow
bromothymol blue	yellow	6.0 - 7.6	7.0	blue
thymol blue	yellow	8.0 - 9.6	8.1	blue
phenolphthalein	colorless	8.2 - 10.0	9.3	pink/violet
alizarin yellow	yellow	10.1 - 13.0	12.5	orange/red



Naturally acid-base indicator

Hydrengea in acid soil

Hydrengea in basic soil

red cabbage

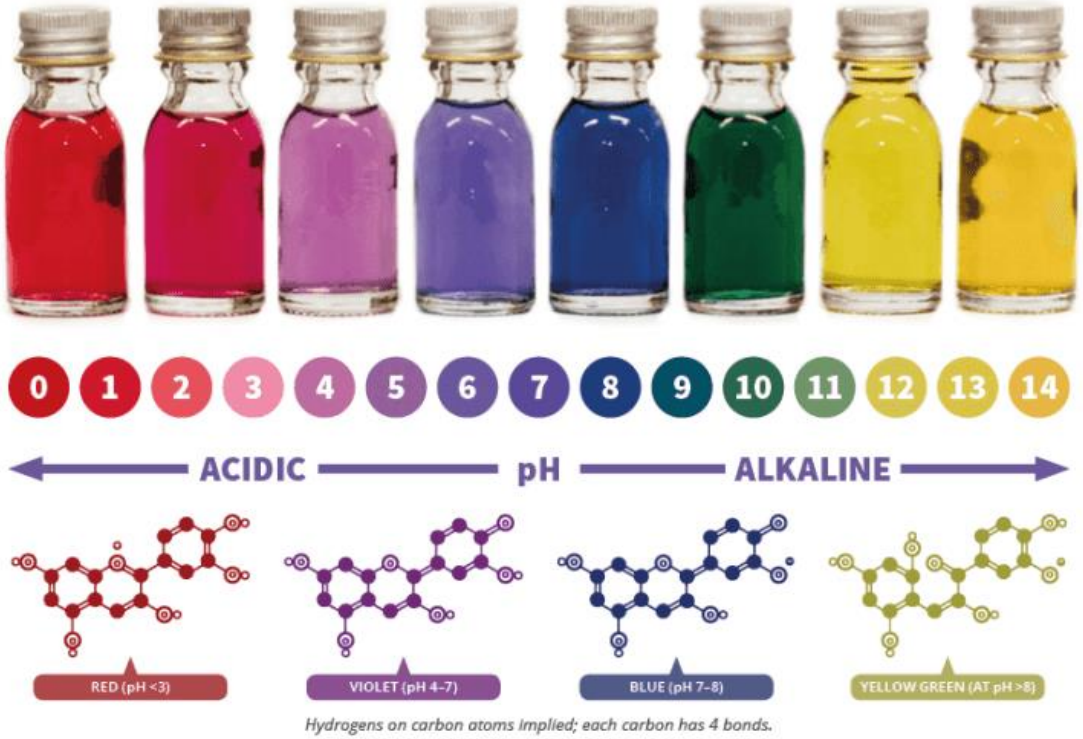
DEEP BLUE			PURPLE -PINK			DEEP PINK
4.5	5	5.5	6	6.5	6.8	7

Classification	Source	Image	Nature		
			Acidic	Initial	Alkaline
Flower	Butterfly Pea		Red	Blue	Blue
	Red rose		Pink	Red	Yellow
	Allamanda cathartic		Brown	Brown	Yellow
	Hibiscus (*Hibiscus rosa-sinensis*)		Pink	Blood red	Pale yellow
	Roselle red flower		Dark pink	Pink	Yellow
Fruit	Pomegranate seed		Light orange	Dark Brown	Light Brown
	Wax myrtle (berry)		Pink	Light pink	Orange
	Grape		Pink	Light purple	Green yellow

Classification	Source	Image	Nature		
			Acidic	Initial	Alkaline
Vegetable	Turmeric		Yellow	Yellow	Orange
	Red cabbage		Red	Blue	Orange-yellow
	Purple carrot		Red	Pink	Orange yellow
	Purple sweet potato		Pink	Pink	Green
	Black bean (shell)		Red	Violet	Green yellow
	Black Gram		Pale pink	No color	Yellow
Leaves	Rhoeospathacea		Pink	Pink	Green

ที่มา : Singh, S, (2018). Anthocyanin–A Natural Dye for Smart Food Packaging Systems. Journal of Packaging Science and Technology, 24(3):167-180.

Red Cabbage pH Indicator



#กิจกรรม work@class

แบ่งกลุ่มทำกิจกรรม 3.1

มอบหมายโจทย์ให้แต่ละกลุ่ม
ระดมสมองแก้ไขโดยวิธีการ
ร่วมแสดงความคิดเห็น

ให้แต่ละกลุ่มนำเสนอ วิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา

1) หลักการสำคัญหรือหลักพื้นฐานที่ถูกต้อง

2) วิธีการคำนวณค่าที่ถูกต้อง

3) วิธีอธิบายเชิงพฤติกรรม (วิธีปฏิบัติ) ที่ถูกต้อง

โดยให้กลุ่มอื่น ๆ รับฟัง และซักถามในข้อที่สงสัย