

## บทที่ 5

### กรด และ เบส

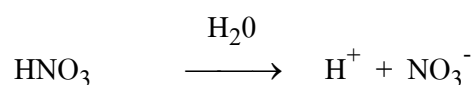
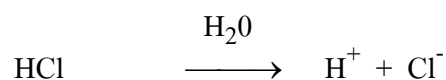
สารละลายของสารที่เราพบเห็น หรือใช้อยู่ในชีวิตประจำวันมีจำนวนมากมาย่างชนิดมีสมบัติทั่ว ๆ ไปที่สำคัญ เช่น มีรสเปรี้ยว เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสน้ำเงิน เป็น สีแดง นำไฟฟ้าได้ ทำปฏิกิริยาสะเทินกับเบสได้เกลือกับน้ำ ทำปฏิกิริยากับโลหะบางชนิด เช่น สังกะสี (Zn) แมกเนเซียม (Mg) โซเดียม (Na) เหล็ก (Fe) ได้เกลือของโลหะกับแก๊สไฮโดรเจน ( $H_2$ ) ทำปฏิกิริยากับเกลือคาร์บอเนตหรือไฮโดรเจนคาร์บอเนต ได้แก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ ( $CO_2$ ) เป็นต้น เรียกสารละลายพวกนี้ว่า **กรด (acid)** นอกจากนี้สารละลายที่มีสมบัติทั่วไป ได้แก่ มีรสฝาด เปลี่ยนกระดาษลิตมัสสีแดงเป็นสีน้ำเงิน นำไฟฟ้า ทำปฏิกิริยาสะเทินกับกรด ลื่นคล้ายสบู่ ต้มกับไขมันได้สบู่ ต้มกับ เกลือแอมโมเนียม ได้แก๊สแอมโมเนีย ( $NH_3$ ) เรียกสารละลายพวกนี้ว่า **เบส (base)**

#### 5.1 ความหมายของกรด-เบส

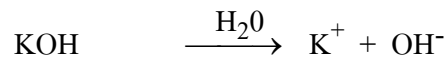
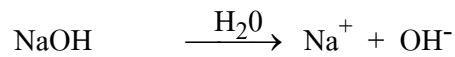
ความหมายของกรด และ เบส สามารถอธิบายได้โดยใช้ทฤษฎีดังต่อไปนี้

**5.1.1 ทฤษฎีกรด-เบสของอาร์เรเนียส** อาร์เรเนียส (Svante A. Arrhenius) นักเคมีชาวสวีเดนได้ให้นิยามของกรดและเบสไว้ดังนี้

**กรด** หมายถึง สารที่ละลายน้ำแล้วสามารถแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน ( $H^+$ ) เช่น  $HCl$   $H_2SO_4$  และ  $HNO_3$  เป็นต้น



เบส หมายถึง สารที่เมื่อละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH<sup>-</sup>) เช่น โซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) โพแทสเซียมไฮดรอกไซด์ (KOH) แคลเซียมไฮดรอกไซด์ (Ca(OH)<sub>2</sub>) และ แบเรียมไฮดรอกไซด์ (Ba(OH)<sub>2</sub>) เป็นต้น

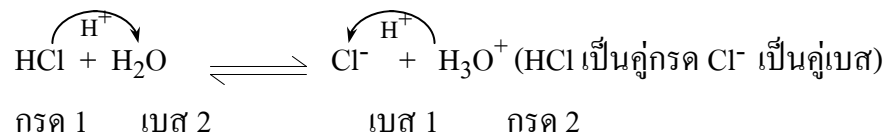


ความหมายของกรด-เบส ตามทฤษฎีของอาร์เรเนียส มีข้อจำกัดที่สารจะต้องละลายน้ำ และแตกตัวให้ H<sup>+</sup> หรือ OH<sup>-</sup>

### 5.1.2 ทฤษฎีกรด-เบสของเบรินสเตด และ ลาวรี (Brønsted & Lowry theory)

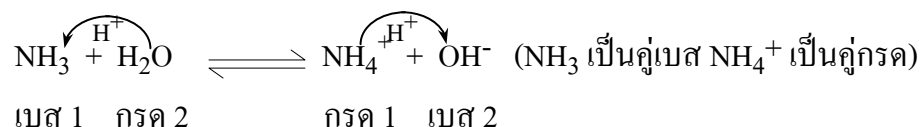
เบรินสเตด (J. N. Bronsted) นักวิทยาศาสตร์ชาวเดนมาร์กและลาวรี (J.M. Lowry) ชาวอังกฤษ ได้ให้นิยามของกรดและเบส ไว้ดังนี้

กรด หมายถึง สารที่ให้โปรตอน (H<sup>+</sup>) หรือเป็นผู้ให้โปรตอน (H<sup>+</sup>) แก่สารอื่น เช่น



HCl เป็นกรด จะให้โปรตอนแก่ H<sub>2</sub>O เป็นเบส แล้วได้เป็นไฮโดรเนียมไอออน (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) กับคลอไรด์ไอออน (Cl<sup>-</sup>) ซึ่งเป็นกรดและเบสตามลำดับเมื่อเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ

เบส หมายถึง สารที่รับโปรตอน (H<sup>+</sup>) จากสารอื่น เช่น



NH<sub>3</sub> เป็นเบส จะรับโปรตอนจาก H<sub>2</sub>O เป็นกรด กลายเป็น แอมโมเนียมไอออน (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) ซึ่งเป็นกรด และ ไฮดรอกไซด์ (OH<sup>-</sup>) ซึ่งเป็นกรด และ เบส ตามลำดับ สำหรับปฏิกิริยาย้อนกลับ

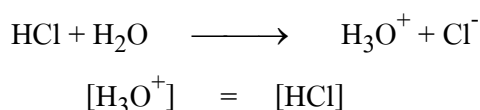


## 5.2 การจำแนกชนิดของกรด-เบส

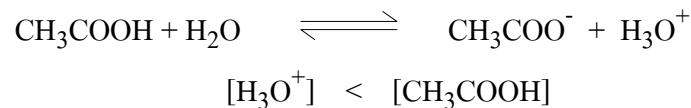
การจะจำแนกชนิดของกรดหรือเบส สามารถที่กระทำได้โดยใช้เกณฑ์ในการจำแนกได้หลายวิธี เช่น การจำแนกตามความเข้มข้นของสารละลายกรด จะจำแนกได้เป็นกรดเข้มข้น (concentrated acid) ซึ่งเป็นสารละลายกรดที่มีเนื้อกรดมาก เช่น 18M H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> และ กรดเจือจาง (dilute acid) ที่มีเนื้อกรदन้อย เช่น 0.1M H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> การจำแนกตามความสามารถในการแตกตัว จะจำแนกได้เป็น กรดแก่ (strong acid) ที่ สามารถแตกตัวได้ 100% เช่น HClO<sub>4</sub> H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> HCl HBr HNO<sub>3</sub> และกรดอ่อน (weak acid) ที่แตกตัวได้น้อย เช่น CH<sub>3</sub>COOH , HF การจำแนกตามแหล่งที่มา จะจำแนกได้เป็น กรดอนินทรีย์ หรือ กรดแร่ (inorganic acid) ซึ่งอาจจะเป็น กรดออกซี (oxy acid) ที่มี H O และอื่น ๆ เป็นองค์ประกอบ เช่น HNO<sub>3</sub> H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> หรือ กรดไฮโดร (hydro acid) ที่มี H และอื่น ๆ เป็นองค์ประกอบ เช่น HCl HI HF และ กรดอินทรีย์ (organic acid) ซึ่งอาจจะเป็นกรดคาร์บอกซิลิก (carboxylic acid) ที่ประกอบด้วยหมู่ RCOOH เช่น HCOOH CH<sub>3</sub>COOH ( R = C<sub>n</sub>H<sub>2n+1</sub>) หรือกรดซัลโฟนิก (sulfonic acid) ที่มีหมู่ RSO<sub>3</sub>H เป็นองค์ประกอบ เช่น CH<sub>3</sub>SO<sub>3</sub>H และนอกจากนี้ยังสามารถจำแนกได้ตามจำนวนครั้งในการแตกตัวได้แก่ กรดโมนोโปรติก (monoprotic acid) ที่แตกตัวให้ H<sup>+</sup> เพียงครั้งเดียว เช่น CH<sub>3</sub>COOH , HCN เป็นต้น กรดไดโปรติก (diprotic acid) ที่แตกตัวให้ H<sup>+</sup> สองครั้ง เช่น H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> และ กรดโพลีโปรติก (polyprotic acid) เป็นกรดที่แตกตัวให้ H<sup>+</sup> มากกว่าสองครั้ง เช่น H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> เป็นต้น

## 5.3 ความแรงของกรด-เบส

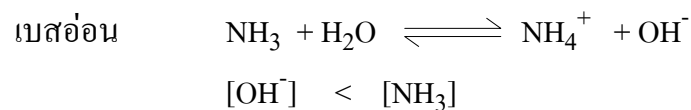
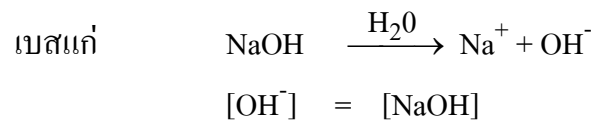
ความแรงของกรด สามารถจำแนกออกได้เป็น 2 ชนิดคือ กรดแก่ (strong acid) กับ กรดอ่อน (weak acid) โดยกรดแก่ หมายถึง กรดที่สามารถแตกตัวได้ทั้งหมดหรือทำปฏิกิริยากับโมเลกุลของน้ำจะให้ H<sup>+</sup> หรือ H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ได้มากและรวดเร็ว ดังนั้น กรดแก่ จะละลายน้ำ แล้วแตกตัวได้ทั้งหมด โดยความเข้มข้นของ H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ที่เกิดจากการแตกตัวจะเท่ากับความเข้มข้นของกรด



สำหรับ กรดอ่อน หมายถึง กรดที่สามารถแตกตัวหรือทำปฏิกิริยากับโมเลกุลของน้ำ จะให้  $H^+$  หรือ  $H_3O^+$  ได้น้อยและไม่รวดเร็ว ดังนั้น กรดอ่อน จะละลายน้ำ แตกตัวได้ไม่ทั้งหมด ดังนั้น ความเข้มข้นของ  $H_3O^+$  ที่เกิดจากการแตกตัวจะน้อยกว่าความเข้มข้นของกรด



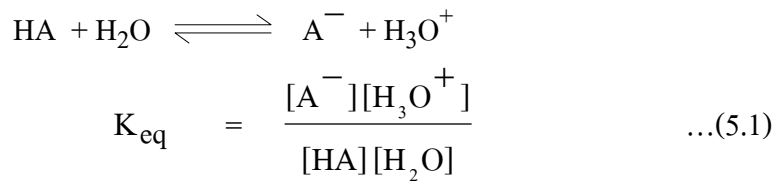
ในการทำงานเดียวกันความแรงของเบส สามารถจำแนกออกได้เป็น เบสแก่ (strong base) กับ เบสอ่อน (weak base) โดยเบสแก่ หมายถึง เบสที่สามารถแตกตัวได้ทั้งหมดหรือทำปฏิกิริยากับโมเลกุลของน้ำจะให้  $OH^-$  ได้มากและรวดเร็ว ส่วนเบสอ่อน หมายถึง เบสที่สามารถแตกตัวหรือทำปฏิกิริยากับโมเลกุลของน้ำจะให้  $OH^-$  ได้น้อยและไม่รวดเร็ว



#### 5.4 การแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อน

จากที่กล่าวมาแล้ว กรดแก่และเบสแก่สามารถแตกตัวได้ทั้งหมด ดังนั้นความเข้มข้นของ  $H_3O^+$  และ  $OH^-$  ที่ได้จากการแตกตัว จึงมีความเข้มข้นเท่ากับความเข้มข้นของกรดแก่และเบสแก่ แต่สำหรับกรดอ่อนและเบสอ่อนแล้ว จะแตกตัวได้ไม่ทั้งหมด ดังนั้น ความเข้มข้นของ  $H_3O^+$  และ  $OH^-$  ที่ได้จากการแตกตัว จึงมีความเข้มข้นน้อยกว่าความเข้มข้นของกรดอ่อนและเบสอ่อน ซึ่งก็ขึ้นอยู่กับความสามารถในการแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อนแต่ละชนิดด้วย

เพื่อความสะดวกในการเขียน กรดอ่อน จะเขียนแทนด้วยสูตรว่า HA และเขียนสมการเคมีแสดงการแตกตัวและค่าคงตัวสมดุลของสมการได้ดังนี้



เนื่องจาก  $[\text{H}_2\text{O}]$  มีการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นน้อยมากจนถือว่าความเข้มข้นคงตัว ดังนั้น  $K_{\text{eq}}[\text{H}_2\text{O}]$  จึงเป็นค่าคงตัว ซึ่งเขียนแทนด้วย  $K_a$  ทำให้เขียนความสัมพันธ์ได้ว่า

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \quad \dots(5.2)$$

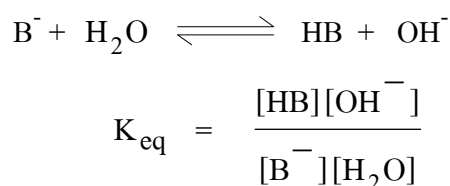
จากสมการ (5.2)  $K_a$  เป็นค่าคงตัวของการแตกตัวของกรด (acid ionization constant) และนอกจากนี้ความสามารถในการแตกตัวของกรดอ่อนสามารถแสดงเป็นร้อยละของการแตกตัวได้ ดังนี้

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \times 100 \quad \dots(5.3)$$

เนื่องจาก  $K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-] / [\text{HA}]$  หรือเท่ากับ  $[\text{H}_3\text{O}^+]^2 / [\text{HA}]$  ดังนั้น ความเข้มข้นของ  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  ที่เกิดจากการแตกตัวของกรดอ่อนจึงมีค่าเท่ากับ

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (\%) [\text{HA}] / 100 = \sqrt{K_a [\text{HA}]} \quad \dots(5.4)$$

ในทำนองเดียวกัน เบสอ่อน ซึ่งเขียนแทนด้วย  $\text{B}^-$  สามารถเขียนสมการเคมีแสดงการแตกตัวและค่าคงตัวสมดุลของสมการได้ดังนี้



ซึ่งเมื่อกำหนด  $K_b$  แทน  $K_{\text{eq}}[\text{H}_2\text{O}]$  แล้ว สามารถเขียนความสัมพันธ์ได้ว่า

$$K_b = \frac{[\text{HB}][\text{OH}^-]}{[\text{B}^-]} \quad \dots(5.5)$$

จากสมการ (5.5)  $K_b$  เป็นค่าคงตัวของกาการแตกตัวของเบส (basic ionization constant) และความเข้มข้นของ  $[\text{OH}^-]$

$$[\text{OH}^-] = \frac{(\%) [\text{B}^-]}{100} = \sqrt{K_b [\text{B}^-]} \quad \dots(5.6)$$

ค่าของ  $K_a$  และ  $K_b$  ของกรดอ่อนและเบสอ่อนแต่ละชนิด จะมีความแตกต่างกัน ซึ่งถือเป็นลักษณะเฉพาะของกรดอ่อนและเบสอ่อน ซึ่งจะเปลี่ยนแปลงไปตามอุณหภูมิ ค่า  $K_a$  และ  $K_b$  ของกรดอ่อนและเบสอ่อนบางชนิด ได้แสดงให้เห็นดังในตารางที่ 5.1

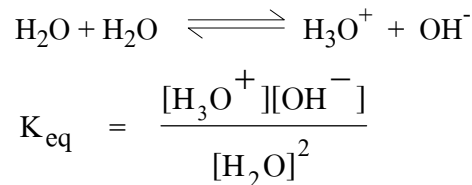
**ตารางที่ 5.1** ตัวอย่างค่าคงตัวการแตกตัวของกรดและเบสบางชนิด

กรด	สูตร	$K_a$	เบส	สูตร	$K_b$
แอสีติก	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$1.8 \times 10^{-5}$	แอมโมเนีย	$\text{NH}_3$	$1.8 \times 10^{-5}$
ไฮโดรไซยานิก	$\text{HCN}$	$4.9 \times 10^{-10}$	คาร์บอเนตไอออน	$\text{CO}_3^{2-}$	$2.1 \times 10^{-4}$
ไฮโดรฟลูออริก	$\text{HF}$	$7.2 \times 10^{-4}$	ไซยาไนด์ไอออน	$\text{CN}^-$	$2.5 \times 10^{-5}$
ฟอร์มิก	$\text{CHCOOH}$	$1.8 \times 10^{-4}$	ไนไตรต์ไอออน	$\text{NO}_2^-$	$2.2 \times 10^{-11}$
เบนโซอิก	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$6.5 \times 10^{-5}$	เอไมด์ไอออน	$\text{NH}_2^-$	สูงมาก
เปอร์คลอริก	$\text{HClO}_4$	สูงมาก	ไนเตรตไอออน	$\text{NO}_3^{2-}$	ต่ำมากๆ
ไฮโดรคลอริก	$\text{HCl}$	สูงมาก	ซัลไฟด์ไอออน	$\text{S}^{2-}$	$1.0 \times 10^{-5}$
คาร์บอนิก	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$4.2 \times 10^{-7}$	ซัลเฟตไอออน	$\text{SO}_4^{2-}$	$8.3 \times 10^{-13}$
ไนทริค	$\text{HNO}_2$	$4.5 \times 10^{-4}$	ฟลูออไรด์ไอออน	$\text{F}^-$	$1.4 \times 10^{-11}$
ซัลฟิวริก	$\text{H}_2\text{SO}_4$	สูงมาก	ยูเรีย	$\text{C}_2\text{H}_4\text{CO}$	$1.5 \times 10^{-14}$
ฟอสฟอริก	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$7.5 \times 10^{-3}$	เมทิลลามีน	$\text{CH}_3\text{NH}_2$	$4.4 \times 10^{-4}$

ที่มา (Kotze, Treichel & Harman, 2003, p. 702)

## 5.5 การแตกตัวของน้ำ

น้ำ มีสมบัติเป็นได้ทั้งกรดและเบส เนื่องจากระหว่างโมเลกุลของน้ำจะเกิดปฏิกิริยา มีการให้และรับโปรตอนด้วยตัวมันเอง ซึ่งสามารถเขียนสมการเคมี และค่าคงตัวของการแตกตัว (autoionization of water) ได้ดังนี้



เนื่องจาก  $[\text{H}_2\text{O}]$  มีค่าคงตัว ซึ่งเมื่อกำหนดให้  $K_{\text{eq}} [\text{H}_2\text{O}]^2$  เขียนแทนด้วย  $K_{\text{w}}$  ทำให้เขียนความสัมพันธ์ได้ว่า

$$K_{\text{w}} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ ที่ } 25^\circ\text{C} \quad \dots(5.7)$$

จากสมการ (5.7)  $K_{\text{w}}$  เป็นค่าคงตัวการแตกตัวของน้ำ โดยในสารละลายของกรดหรือเบสที่เจือจางด้วยน้ำ โดยที่อุณหภูมิ  $25^\circ\text{C}$  ค่า  $K_{\text{w}}$  จะมีค่าเท่ากับ  $1.0 \times 10^{-14}$  โดยถ้าในสารละลายมีความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+ > \text{OH}^-$  แสดงว่า สารละลายเป็นกรด ถ้าในสารละลายมีความเข้มข้น  $\text{H}_3\text{O}^+ < \text{OH}^-$  แสดงว่า สารละลายเป็นเบส และถ้าในสารละลายมีความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  เท่ากับ  $\text{OH}^-$  ซึ่งมีค่าเท่ากับ  $1 \times 10^{-7}$  แสดงว่าสารละลายเป็นกลาง

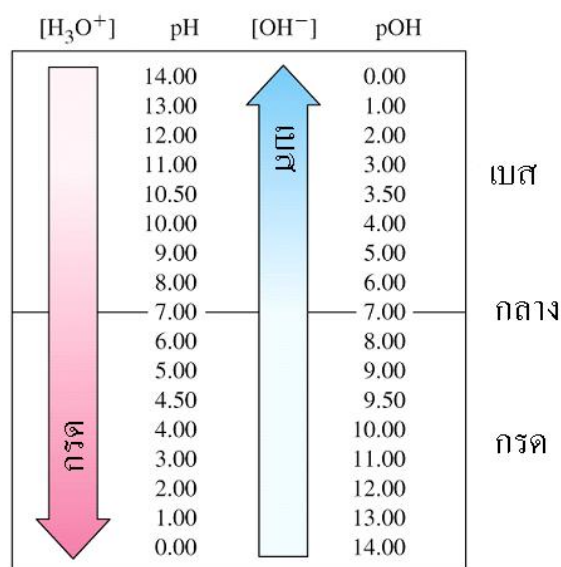
## 5.6 มาตรฐานของกรด-เบส

มาตรฐานของกรดและเบสในสารละลายสามารถกำหนดได้จากความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  และ  $\text{OH}^-$  ซึ่งถ้ามีระดับความเข้มข้นต่ำจะเขียนอยู่รูปของเลขยกกำลังที่ติดเครื่องหมายลบ เช่น  $1.0 \times 10^{-2}$  โมลาร์ เป็นต้น ซึ่งไม่ค่อยสะดวกในการนำไปใช้ ดังนั้นในปี ค.ศ. 1909 ซอเรนเซน (Søren Peter Lauritz Sørensen) ได้เสนอวิธีการเปลี่ยนค่าความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  และ  $\text{OH}^-$  เป็น pH และ pOH ตามลำดับ โดยได้ให้นิยามว่า

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{และ} \quad \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \quad \dots(5.8)$$



ที่ 25°C น้ำบริสุทธิ์หรือสารละลายที่มีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน และ ไฮดรอกไซด์ไอออน เท่ากับ  $1 \times 10^{-7}$  โมลาร์ จะมีค่า pH เท่ากับ 7 ซึ่งเป็นกลาง ดังนั้น สารละลายที่มี pH น้อยกว่า 7 จะเป็นกรดและมากกว่า 7 จะเป็นเบส โดยผลบวกของ pH กับ pOH จึงมีค่าเท่ากับ 14 จึงทำให้มาตราของกรด-เบส จึงมีตั้งแต่ 0 ถึง 14 สำหรับค่า pH และ pOH ของสารละลายได้แสดงไว้ในภาพที่ 5.1



ภาพที่ 5.1 มาตราของกรดและเบส

ที่มา (Petrucci, Harwood & Herring, 2002, p. 673)

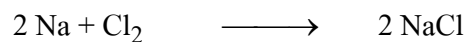
## 5.7 เกลือ

เกลือ (salt) เป็นสารอีกชนิดหนึ่งที่แตกต่างจาก กรด และเบส โดยเกลือจะเป็นเป็น สารประกอบไอออนิก ที่ประกอบด้วยไอออนบวก และไอออนลบ เช่น  $\text{Na}^+$   $\text{K}^+$   $\text{Ca}^{2+}$   $\text{NO}_3^-$   $\text{SO}_4^{2-}$  เป็นต้น ซึ่งเกลือสามารถจำแนกได้หลายชนิด เช่น **เกลือปกติ** (normal salt) เป็นเกลือที่เกิดจากโลหะเข้าไปแทนที่ H ในกรดจนหมด เช่น  $\text{NaCl}$   $\text{K}_2\text{SO}_4$  **เกลือกรด** (acid salt) หรือ เกลือไฮโดรเจน เป็นเกลือที่เกิดจากโลหะเข้าไปแทนที่ H ในกรดไม่หมด เช่น  $\text{NaHCO}_3$  ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  **เกลือเบส** (basic salt) หรือ เกลือไฮดรอกซี เป็นเกลือที่เกิดจากหมู่  $\text{OH}^-$  ในเบสถูก

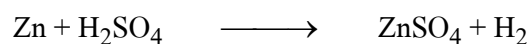
แทนที่ไม่หมด เช่น  $PbOHCl$ ,  $BiOHCl$  **เกลือสองเชิง** (double salt) เป็นชนิดเกลือที่เกิดจากเกลือปกติ 2 ตัวมารวมกันเป็นโมเลกุลใหญ่ เมื่อนำมาละลายน้ำจะแตกตัวให้อิออนเช่นเดียวกับเกลือปกติ เช่น สารส้ม (potassium alum ;  $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ) และ **เกลือเชิงซ้อน** (complex salt) เป็นเกลือที่เกิดจากเกลือปกติ 2 ตัวมารวมกันเป็นโมเลกุลใหญ่ เมื่อนำมาละลายน้ำจะแตกตัวให้อิออนเชิงซ้อน เช่น  $K_4Fe(CN)_6 \cdot Pt(NH_3)_2Cl_4$

สมบัติของเกลือโดยทั่วไป เช่น มักเป็นของแข็ง ละลายน้ำได้แตกต่างกัน บางชนิดมีรสหวานเปรี้ยว เค็ม เมื่อละลายน้ำอาจมีฤทธิ์เป็นกลาง กรด หรือเบส สารละลายเกลือสามารถนำไฟฟ้า หรือเมื่อหลอมเหลว การเกิดขึ้นของเกลือมีหลายวิธี เช่น

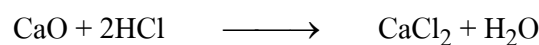
#### 5.7.1 การรวมตัวของธาตุ



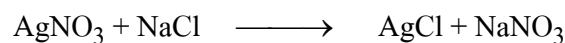
#### 5.7.2 ปฏิกริยากรดกับโลหะ หรือไฮดรอกไซด์



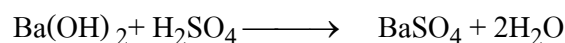
#### 5.7.3 ปฏิกริยากรดกับ ออกไซด์ของโลหะ



#### 5.7.4 ปฏิกริยาระหว่างเกลือกับเกลือ



#### 5.7.5 ปฏิกริยากรดกับเบส

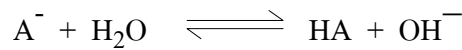


### 5.8 การแยกสลายด้วยน้ำของเกลือ

ปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส (hydrolysis of salts) หมายถึง ปฏิกริยาระหว่างสาร กับ น้ำ โดยโมเลกุลของน้ำจะแตกตัวออกเป็นไอออนบวก และไอออนลบ เมื่อเกลือละลายน้ำ จะแตกตัวเป็นไอออน แล้วทำปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส กับ น้ำ ทำให้สารละลายมีฤทธิ์เป็นกรดหรือเบส ก็ได้ขึ้นอยู่กับชนิดของเกลือ

**5.8.1 เกลือของกรดอ่อนกับเบสแก่** เกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส ได้สารละลายมีฤทธิ์เป็นเบส เนื่องจากไอออนลบจากเกลือ จะรวมตัวกับ  $H^+$  ของน้ำ ทำให้น้ำแตกตัวมากขึ้น ทำให้มี  $OH^-$  ในสารละลาย มาก เช่น โซเดียมแอสซิเตต ( $CH_3COONa$ ) เมื่อละลายน้ำ จะเกิดการแตกตัว

ให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (ประจุบวก) และ แอซิเตตไอออน (ประจุลบ) ซึ่งเขียนแทนด้วย  $A^-$  ซึ่ง  $A^-$  นี้จะทำปฏิกิริยากับโมเลกุลของน้ำ เรียกปฏิกิริยานี้ว่า **ปฏิกิริยาการแยกสลายด้วยน้ำ** ตามสมการและค่าคงตัวสมดุลดังนี้



$$K_{eq} = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-][H_2O]}$$

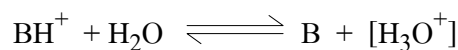
เมื่อกำหนด  $K_{eq} [H_2O]$  เขียนแทนด้วย  $K_h$  จะได้ความสัมพันธ์ดังนี้

$$K_h = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

$$\text{ดังนั้น} \quad K_h = \frac{K_w}{K_a} \quad \dots(5.9)$$

จากสมการ (5.9) เมื่อ  $\frac{[HA]}{[A^-][H_3O^+]}$  คือ  $\frac{1}{K_a}$  และ  $[OH^-][H_3O^+]$  คือ  $K_w$

**5.8.2 เกลือของกรดแก่กับเบสอ่อน** เกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส ได้สารละลายมีฤทธิ์เป็นกรด เนื่องจาก ไอออนบวกของเกลือจะรวมตัวกับ  $OH^-$  ของน้ำ ทำให้น้ำแตกตัวมากขึ้น จึงเกิด  $H^+$  ในสารละลายมากขึ้น เช่น แอมโมเนียมคลอไรด์ ( $NH_4Cl$ ) เมื่อละลายน้ำ ไอออนบวก (สมมุติว่าเป็น  $BH^+$ ) ที่ได้จากเกลือ จะทำปฏิกิริยากับโมเลกุลของน้ำ เกิดปฏิกิริยาการแยกสลายด้วยน้ำ ดังนี้



$$\text{จาก} \quad K_h = \frac{[B][H_3O^+]}{[BH^+]} = \frac{[B][H_3O^+][OH^-]}{[BH^+][OH^-]}$$

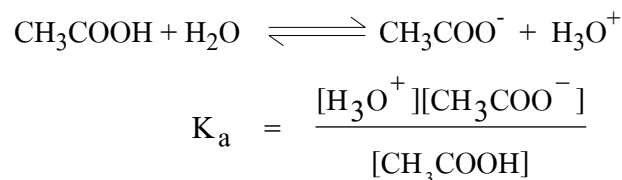
$$\text{จะได้ว่า} \quad K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

**5.8.3** เกลือของกรดแก่กับเบสแก่ สามารถละลายน้ำได้ดี โดยแตกตัวเป็นไอออนบวก-ลบได้ดี แต่ไม่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส กับ น้ำ ดังนั้นสารละลายจึงมีฤทธิ์เป็นกลาง เช่น NaCl

**5.8.4** เกลือของกรดอ่อนกับเบสอ่อน เกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสได้สารละลายที่อาจจะมีฤทธิ์เป็นกรดหรือเบสหรือกลางก็ได้ ขึ้นอยู่กับความแรงของกรดและเบสนั้น ๆ เช่น  $\text{NH}_4\text{CN}$  เกิดจากกรดอ่อน HCN ( $K_a=4 \times 10^{-10}$ ) กับ เบสอ่อน  $\text{NH}_4\text{OH}$  ( $K_b=1.8 \times 10^{-5}$ ) ดังนั้น  $\text{CN}^-$  จึงรวมตัวกับ  $\text{H}^+$  ของน้ำ ทำให้น้ำแตกตัวมากขึ้น เกิด  $\text{OH}^-$  มากขึ้น

## 5.9 สารละลายบัฟเฟอร์

สารละลายบัฟเฟอร์ (buffer solution) หมายถึง สารละลายที่ประกอบด้วยกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อนนั้นหรือ ประกอบด้วยเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อนนั้น โดย pH ของสารละลายบัฟเฟอร์จะเปลี่ยนแปลงน้อยมากเมื่อเทียบกับการเติมกรดแก่หรือเบสแก่จำนวนเล็กน้อยลงไปใ้ในน้ำ ตัวอย่างเช่น สารละลายที่ประกอบด้วยกรดแอสติก และ โซเดียมแอสเตต สามารถเขียนสมการแสดงการแตกตัว และค่าคงตัวสมดุลดังนี้



$\text{H}_3\text{O}^+$  จากกรดแก่ที่เติมลงในสารละลายบัฟเฟอร์ จะทำปฏิกิริยากับแอสเตตไอออนที่มากเกินไปแล้วได้เป็นกรดแอสติก และถ้าเติมเบสแก่ลงไปในสารละลายบัฟเฟอร์นี้  $\text{OH}^-$  ของเบสจะทำปฏิกิริยากับ  $\text{H}_3\text{O}^+$  แล้วได้เป็นโมเลกุลของน้ำ ในขณะที่เดียวกัน กรดแอสติกซึ่งมีอยู่มากจะแตกตัวให้เป็น  $\text{H}_3\text{O}^+$  มาทดแทน

จากสมการข้างต้น สามารถเขียนเป็นความสัมพันธ์ได้ว่า

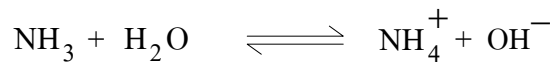
$$-\log K_a = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] + \left[ -\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \right]$$

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

$$\therefore \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{เกลือ}]}{[\text{กรด}]} \quad \dots(5.10)$$

ดังนั้น สารละลายผสมระหว่างกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อน จะเป็นสารละลายบัฟเฟอร์ที่มี  $\text{pH} < 7$  เช่น กรดแอซติก ผสมกับ เกลือโซเดียมแอซิเตต เป็นต้น

ในการทำงานเดียวกันสำหรับสารละลายบัฟเฟอร์ที่มีสมบัติเป็นเบส เช่น สารละลายผสมของแอมโมเนีย กับ แอมโมเนียมคลอไรด์ จากปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น จะสามารถคำนวณหาค่า  $\text{pH}$  ของสารละลายบัฟเฟอร์ ได้ดังนี้



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

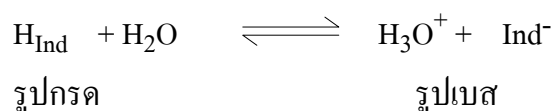
$$-\log K_b = -\log[\text{OH}^-] + \left[ -\log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \right]$$

$$\text{pK}_b = \text{pOH} - \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

$$\therefore \text{pH} = 14 - \left[ \text{pK}_b + \log \frac{[\text{เกลือ}]}{[\text{เบส}]} \right] \quad \dots(5.11)$$

## 5.10 อินดิเคเตอร์

อินดิเคเตอร์ (indicators) เป็นสารประกอบประเภทสีย้อม (organic dyes) เป็นกรดอ่อน หรือเบสอ่อน มี 2 สัรูปกรด (acid form) สีหนึ่ง และ รูปเบส (basic form) อีกสีหนึ่ง โดยจะเปลี่ยนสีเมื่อรูปใดรูปหนึ่งเข้มข้นมากกว่า อย่างน้อย 10 เท่า สำหรับอินดิเคเตอร์ที่เป็นกรดอ่อนซึ่งเขียนย่อว่า  $\text{H}_{\text{Ind}}$  จะมีสมการเป็นดังนี้



$$K_{\text{Ind}} = \frac{[\text{Ind}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HInd}]}$$

ในสารละลายที่มีความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  สูงๆ สารละลายจะมีสีเป็นสีของ  $\text{HInd}$  (รูปกรด) และที่ความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  ต่ำๆ สารละลายจะมีสีเป็นสีของ  $\text{Ind}^-$  (รูปเบส) ในช่วง pH ของการเปลี่ยนแปลงสีของอินดิเคเตอร์หนึ่ง ๆ นั้น (ตารางที่ 5.2) จะขึ้นกับค่าคงตัวของ การแตกตัวของอินดิเคเตอร์ ( $K_{\text{Ind}}$ ) โดยความเข้มข้นของอินดิเคเตอร์ในรูปกรด และรูปเบส จะต้องแตกต่างกันอย่างน้อย 10 เท่า ซึ่งสมการข้างต้นสามารถเขียนความสัมพันธ์ใหม่ได้ว่า

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_{\text{Ind}}[\text{HInd}]}{[\text{Ind}^-]}$$

ที่ความเข้มข้นแตกต่างกัน 10 เท่า จะได้ว่า  $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_{\text{Ind}}\left(\frac{1}{10}\right)$  หรือ  $K_{\text{Ind}}\left(\frac{10}{1}\right)$

$$\text{จะได้ว่า} \quad \text{pH} = \text{p}K_{\text{Ind}} \pm 1$$

ดังนั้น ช่วงในการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ จะอยู่ในช่วง  $\text{p}K_{\text{Ind}} \pm 1$

ตารางที่ 5.2 ช่วง pH และสีที่เปลี่ยนแปลงของอินดิเคเตอร์บางชนิด

อินดิเคเตอร์	ช่วง pH	สีที่เปลี่ยน
ไทมอลบลู (thymol blue ; acid)	1.2 - 2.8	แดง-เหลือง
โบรโม ฟีนอล บลู (bromophenol blue)	3.0 - 4.6	เหลือง-น้ำเงิน
คองโก เรด (congo red)	3.0 - 5.0	น้ำเงิน-แดง
เมทิลออเรนจ์ (methyl orange)	3.1 - 4.4	แดง-เหลือง
โบรโมครีซอลกรีนท์ (bromocresol green)	3.8 - 5.4	เหลือง-น้ำเงิน
เมทิลเรด (methyl red)	4.2 - 6.3	แดง-เหลือง
โบรโมครีซอล (bromocresol purple)	5.2 - 6.8	เหลือง-ม่วง
ฟีนอล เรด (phenol red)	6.8 - 8.4	เหลือง-แดง
ไทมอล บลู (thymol blue ; base)	8.0 - 9.6	เหลือง-น้ำเงิน
ฟีนอล์ฟทาเลอิน (phenolphthalein)	8.3 - 10.0	ไม่มีสี-ชมพู

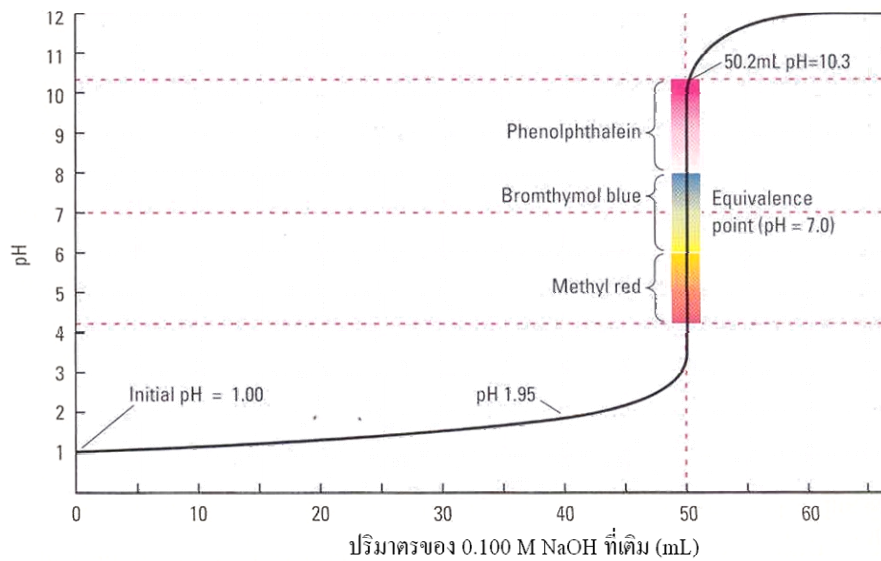
ที่มา (Chang, 1998, p.662)

## 5.11 การไทเทรตของกรด-เบส

การไทเทรตเป็นเทคนิคหนึ่งทางเคมีเพื่อหาความเข้มข้นของสารละลายชนิดหนึ่งที่ไม่ทราบความเข้มข้น โดยการใช้สารมาตรฐานซึ่งรู้ความเข้มข้นที่แน่นอนไปทำปฏิกิริยากัน โดยจุดที่สารทั้งสองทำปฏิกิริยากันพอดี เรียกว่า **จุดสมมูลหรือจุดสะเทิน** (equivalence point) ซึ่งในการไทเทรตของกรด-เบส (acid-base titration) จำเป็นจะต้องใช้อินดิเคเตอร์ช่วยบอกให้ทราบจุดที่สารทั้งสองทำปฏิกิริยากันพอดี เรียกจุดที่มีการเปลี่ยนแปลงสีของอินดิเคเตอร์ นี้ว่า **จุดยุติ** (end point) ซึ่งจะใกล้เคียงกับจุดสมมูล เช่น ปฏิกิริยาระหว่างกรด กับ เบส แล้วได้เกลือ กับน้ำ เรียกว่า **ปฏิกิริยาการสะเทิน** หรือ **ปฏิกิริยาทำให้เป็นกลาง** (neutralization reaction) ณ จุดยุติ สีของอินดิเคเตอร์จะเปลี่ยนแปลงจากสีหนึ่ง ไปเป็นอีกสีหนึ่ง ซึ่งขึ้นอยู่กับค่า pH ของสารละลาย ดังนั้น ในการไทเทรตจึงจำเป็นต้องเลือกใช้อินดิเคเตอร์ให้เหมาะกับกรดและเบสแต่ละคู่ หรือใช้เครื่องวัด pH แทนก็ได้

ขั้นตอนในการไทเทรตกรด-เบส จำเป็นจะต้องทราบความเข้มข้นที่แน่นอนของสารละลายมาตรฐาน ซึ่งมักจะบรรจุอยู่ในบิวเรตต์ ซึ่งยึดด้วยขาตั้ง ส่วนสารละลายที่ต้องการหาความเข้มข้นจะต้องทราบปริมาตรที่แน่นอน ซึ่งมักจะบรรจุอยู่ในขวดรูปชมพู่ที่มีอินดิเคเตอร์อยู่ 1-2 หยด แล้วสารละลายมาตรฐานจะถูกปล่อยจากบิวเรตต์อย่างช้า ๆ จนถึงจุดยุติที่อินดิเคเตอร์เปลี่ยนสี จากปริมาตรของสารละลายมาตรฐานที่ใช้ในการไทเทรต จะถูกนำมาใช้ในการคำนวณหาความเข้มข้น โดยพิจารณาว่า  $H^+$  1 โมล จากกรด และ  $OH^-$  1 โมล จากเบส ทำปฏิกิริยาพอกัน ได้เป็นน้ำ ( $H_2O$ ) 1 โมล ดังนั้น ในปฏิกิริยาที่ทำให้เป็นกลาง จำนวนโมลของ  $H^+$  และจำนวนโมลของ  $OH^-$  จะต้องเท่ากัน

**5.11.1 การไทเทรตกรดแก่กับเบสแก่** เมื่อหยดสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 mol/L ลงในสารละลาย HCl เข้มข้น 0.1 mol/L ปริมาตร 50 cm<sup>3</sup> แล้ววัด pH เมื่อนำข้อมูลมาเขียนกราฟจะได้กราฟดังภาพที่ 5.2



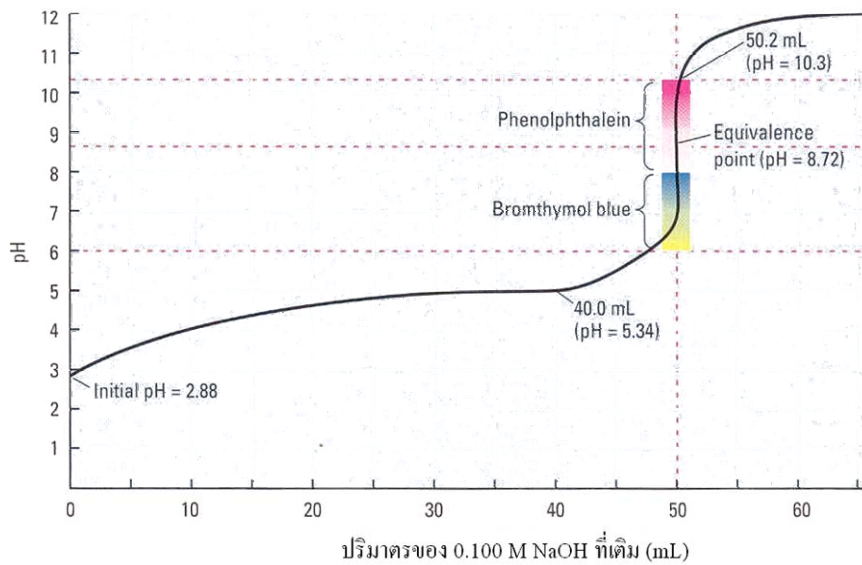
ภาพที่ 5.2 กราฟที่ได้จากการไทเทรตกรดแก่กับเบสแก่  
 ที่มา (Petrucci, Harwood & Herring, 2002, p. 788)

ตัวอย่างที่ 5.1 จงหา pH ของสารละลายเมื่อหยด 0.10 mol/L NaOH 49 cm<sup>3</sup> ลงใน  
 0.10 mol/L HCl 50 cm<sup>3</sup>

วิธีทำ 0.10 mol/l NaOH 49 cm<sup>3</sup> มี OH<sup>-</sup> = 49x0.1 /1000 = 4.9 x10<sup>-3</sup> mol  
 0.10 mol/l HCl 50 cm<sup>3</sup> มี H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> = 50x0.1 /1000 = 5.0 x10<sup>-3</sup> mol  
 เนื่องจาก NaOH กับ HCl ทำปฏิกิริยากัน 1 โมล ต่อ 1 โมล จึงมี H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>  
 เหลือเท่ากับ 0.10 x10<sup>-3</sup> mol  
 ปริมาตรสารละลาย = 49 + 50 = 99 cm<sup>3</sup>  
 ดังนั้น ความเข้มข้นของ [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = 0.1x10<sup>-3</sup> x 1000 / 99 = 0.001 mol/L  
 pH = -log[H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = -log 0.001 = 3

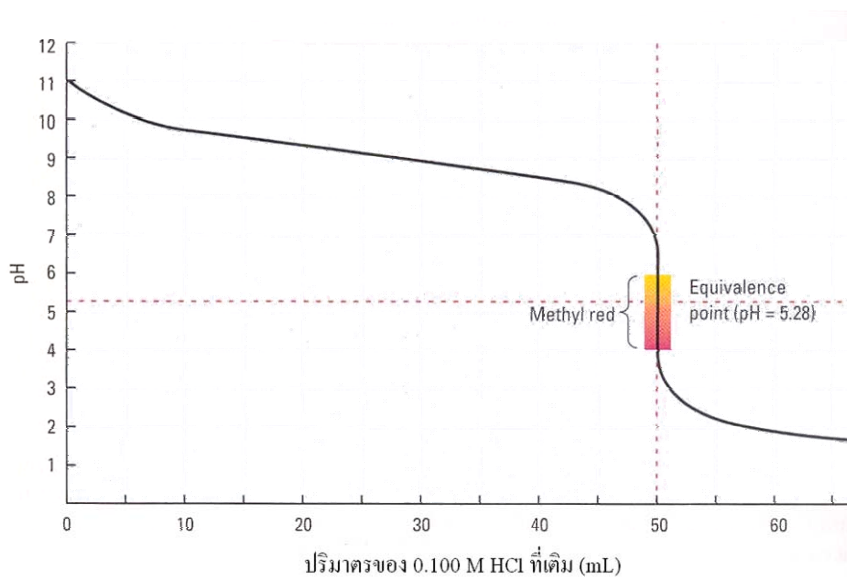
5.11.2 การไทเทรตกรดอ่อนกับเบสแก่ เมื่อหยดสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 mol/L ลงในสารละลาย CH<sub>3</sub>COOH เข้มข้น 0.1 mol/L ปริมาตร 50 cm<sup>3</sup> แล้ววัด pH เมื่อนำข้อมูลมาเขียนกราฟจะได้กราฟ ดังภาพที่ 5.3





ภาพที่ 5.3 กราฟที่ได้จากการไทเทรตกรดอ่อนกับเบสแก่  
ที่หมา (Petrucci, Harwood & Herring, 2003, p. 790)

5.11.3 การไทเทรตกรดแก่กับเบสอ่อน เมื่อหยดสารละลาย HCl เข้มข้น 0.1 mol/L ลงในสารละลาย NH<sub>3</sub> เข้มข้น 0.1 mol/L ปริมาตร 50 cm<sup>3</sup> แล้ววัด pH เมื่อนำข้อมูลมาเขียนกราฟจะได้กราฟ ดังภาพที่ 5.4



ภาพที่ 5.4 กราฟที่ได้จากการไทเทรตกรดอ่อนกับเบสอ่อน  
ที่หมา (Petrucci, Harwood & Herring, 2003, p. 792)

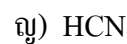
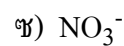
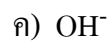
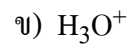
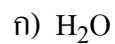
## 5.12 บทสรุป

ความหมายของกรด-เบสมีหลายแนวคิด เช่น ทฤษฎีของอาร์เรเนียส ทฤษฎีของเบรินสเตด-ลาวรี ทฤษฎีของเลวิสและทฤษฎีระบบตัวทำละลาย การวัดความแรงของกรด-เบสสามารถวัดได้จากค่าคงตัวของการแตกตัวของกรด ( $K_a$ ) โดยเฉพาะกรดอ่อนและเบสอ่อน สำหรับน้ำก็สามารถแตกตัวได้เช่นกันโดยค่า  $K_w$  ของน้ำจะมีค่าเท่ากับความเข้มข้นของ  $[H_3O^+][OH^-]$  เท่ากับ  $1 \times 10^{-14}$  ที่  $25^\circ C$  ซึ่งจากค่าความเข้มข้นของ  $H_3O^+$  และ  $OH^-$  เมื่อเขียนอยู่ในรูปของเลขยกกำลังติดลบ สามารถนำมาใช้เป็นมาตราของกรดและเบสในสารละลาย ได้โดย pH มีค่าเท่ากับ  $-\log[H_3O^+]$  และ pOH มีค่าเท่ากับ  $-\log [OH^-]$  โดยผลบวกของ pH กับ pOH จึงมีค่าเท่ากับ 14 สำหรับเกลือ ซึ่งเป็นสารอีกชนิดหนึ่งที่แตกต่างจาก กรด และเบส โดยเกลือจะเป็นเป็นสารประกอบไอออนิก ที่ประกอบด้วยไอออนบวก และ ไอออนลบ เช่น  $Na^+ K^+ Ca^{2+} NO_3^-$  และ  $SO_4^{2-}$  เป็นต้น ซึ่งสามารถจำแนกได้เป็น เกลือปกติ เกลือกรด เกลือเบสิก เกลือสองเชิง และเกลือเชิงซ้อน เป็นต้น ซึ่งเมื่อเกลือละลายน้ำ จะแตกตัวเป็นไอออน แล้วทำปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส กับ น้ำ ทำให้สารละลายมีฤทธิ์เป็นกรดหรือเบส ก็ได้ขึ้นอยู่กับชนิดของเกลือ แต่เมื่อนำกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อนนั้น หรือ ประกอบด้วยเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อนนั้น มาละลายรวมกันสารละลายที่ได้จะเรียกว่า สารละลายบัฟเฟอร์ โดยค่า pH ของสารละลายบัฟเฟอร์จะเปลี่ยนแปลงน้อยมากเมื่อเทียบกับการเติมกรดแก่หรือเบสแก่จำนวนเล็กน้อยลงไป ในน้ำ นอกจากนี้ยังมีสารประกอบประเภทสีย้อม มีสมบัติเป็นกรดอ่อน หรือเบสอ่อน ที่มี 2 สี่รูปกรด สีหนึ่ง และ รูปเบส อีกสีหนึ่ง โดยจะเปลี่ยนสีเมื่อรูปใดรูปหนึ่งเข้มข้นมากกว่า อย่างน้อย 10 เท่า ซึ่งเรียกว่า อินดิเคเตอร์ ซึ่งสามารถนำมาใช้ในการตรวจสอบหาค่า pH ของสารละลายใดๆ ได้ นอกจากนี้ยังสามารถนำมาใช้ในการหาจุดสมมูลหรือจุดสะเทินในการไทเทรตเพื่อหาความเข้มข้นของกรดหรือเบสได้ โดยดูจากการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ เป็นจุดยุติ

## 5.13 คำถามท้ายบท

5.13.1 กรดและเบสตามทฤษฎีของเบรินสเตด คืออะไร และแตกต่างจากกรดและเบสตามนิยามของอาร์เรเนียสอย่างไร

5.13.2 จงจำแนกโมเลกุลหรือไอออนต่อไปนี้ออกเป็นกรด หรือเบสตามนิยามของเบรินสเตดหรือทั้งสองอย่าง



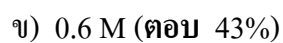
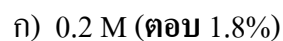
5.13.3 การจัดจำแนกชนิดของกรด สามารถใช้เกณฑ์ในการจำแนกอะไรได้บ้าง และแต่ละชนิดมีอะไรบ้าง

5.13.4 ค่า  $K_a$   $K_b$  และ  $K_w$  คืออะไร

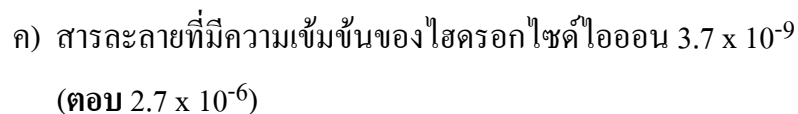
5.13.5 ปฏิกริยาไฮโดรลิซิส คืออะไร

5.13.6 สารละลายบัฟเฟอร์หมายถึงอะไร และทำไมค่า pH ของสารละลายบัฟเฟอร์จึงเปลี่ยนแปลงน้อยมากเมื่อเทียบกับการเติมกรดแก่หรือเบสแก่จำนวนเล็กน้อยลงไป

5.13.7 จงคำนวณหาการแตกตัวเป็นร้อยละของกรดเบนโซอิกที่มีความเข้มข้น



5.13.8 จงคำนวณหาความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน เป็นโมลต่อลิตร ของสารละลายต่อไปนี้



5.13.9 จงคำนวณหาค่า pH ที่จุดสมมูลของการไทเทรตต่อไปนี้

ก) 0.10 M HCl กับ 0.10 M  $\text{NH}_3$  (ตอบ 5.28)

ข) 0.10  $\text{CH}_3\text{COOH}$  กับ 0.10 M NaOH (ตอบ 8.27)

5.13.10 จุดสมมูล กับ จุดยุติ เหมือนหรือแตกต่างกันอย่างไร

5.13.11 อินดิเคเตอร์ คืออะไร และมีประโยชน์อย่างไร

5.13.12 การเลือกใช้อินดิเคเตอร์ในการไทเทรตแต่ละครั้งมีหลักในการเลือกใช้  
อย่างไรและทำไมต้องใส่ในปริมาณน้อยๆ

## เอกสารอ้างอิง

- Chang, R. (1998). **Chemistry** (6th ed.). Boston: McGraw-Hill.
- Kotz, J. C. , Treichel, P. M. & Harman, P. A. (2003). **Chemistry & Chemical Reactivity** (5th ed.). New York: Thomson Learning.
- Moore, J.W. , Stanitski, C.L & Jurs, P.C. (2002). **CHEMISTRY-The Molecular Science**. Fort Worth: Harcourt college.
- Petrucci, R. H., Harwood, W. S. & Herring, F. G. (2002). **General chemistry-principles and modern applications** (8th ed.). N.J.: Prentice Hall.
- Prody, G. A. (2004). **General Chemistry I** [Online], Available HTTP:  
<http://atom.chem.wvu.edu/dept/facstaff/prody/prodycourses.shtml>
- Toon, E. R., Ellis, G. L., Doyle, L. Ivanco, J. & Percival S. (1990). **Fundamental of Chemistry** (2nd ed.). Toronto: Rinehart and Winston.