

7.1 สมดุลกรด-เบส

กรด (acid) อาจแบ่งเป็น 2 ประเภทใหญ่ๆ คือ

1) กรดอินทรีย์ (organic acid) ส่วนใหญ่แล้วกรดอินทรีย์เป็นกรดที่ประกอบด้วยหมู่ฟังก์ชันที่ประกอบด้วย $-\text{COOH}$ หรือ $-\text{SOOH}$ อยู่ในโมเลกุล พบในธรรมชาติหรือสิ่งมีชีวิต เช่น กรดฟอร์มิก (หรือ กรดมด) และ กรดซิตริก

2) กรดอนินทรีย์ (inorganic acid) แบ่งออกเป็น 2 ประเภท

- กรดไฮโดร (hydro acid) คือกรดที่มีธาตุไฮโดรเจนและธาตุอโลหะ เช่น HCl , HCN และ H_2S

- กรดออกซี (oxy acid) หรือกรดออกโซ (oxo acid) คือกรดที่ประกอบด้วยธาตุ H และ O เช่น H_2SO_4 และ HNO_3

เบส (base) อาจแบ่งเป็น 2 ประเภทคือ

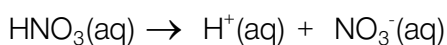
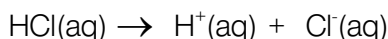
1) เบสอินทรีย์ ส่วนใหญ่แล้วประกอบด้วยหมู่ $-\text{NH}_2$ อยู่ในโมเลกุล เช่น $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$

2) เบสอนินทรีย์ เป็นเบสที่เกิดจากธาตุโลหะกับหมู่ OH^- เช่น NaOH และ KOH

7.1.1 นิยามกรด-เบส

นิยามของอาร์เรเนียส

ในปี ค.ศ. 1887 อาร์เรเนียส (Svante A. Arrhenius) นักเคมีชาวสวีเดนให้นิยามของกรด-เบส ดังนี้
กรด หมายถึง สารที่ละลายน้ำแล้วสามารถแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+) เช่น HCl , H_2SO_4 และ HNO_3 ดังปฏิกิริยา



หมายเหตุ H^+ หรือ โปรตอน คือสปีชีส์ที่แสดงความเป็นกรด

เบส หมายถึง สารที่เมื่อละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) เช่น NaOH , KOH , Ca(OH)_2 และ Ba(OH)_2 ดังปฏิกิริยา



หมายเหตุ OH^- คือสปีชีส์ที่แสดงความเป็นเบส

นิยามของอาร์เรเนียสมีข้อกำหนด คือ

1) สารที่มีสมบัติเป็นกรดและเบส จะต้องละลายน้ำได้เท่านั้น ในความเป็นจริงปฏิกิริยาเคมีไม่จำเป็นต้องเกิดขึ้นในตัวทำละลายน้ำ

2) สารบางตัวไม่มีหมู่ OH เป็นองค์ประกอบในโมเลกุล แต่มีสมบัติเป็นเบส เช่น NH_3

หมายเหตุ สปีชีส์ที่แสดงความเป็นกรดของสารคือ H^+ หรือ โปรตอน ซึ่งในความเป็นจริง H^+ ไม่สามารถอยู่เป็นสปีชีส์อิสระในสารละลายน้ำ โดยทั่วไปจะรวมตัวกับ H_2O เป็น H_3O^+ เรียกว่า ไฮโดรเนียมไอออน

ดังนั้น ในการศึกษาเกี่ยวกับสมบัติกรด-เบส ในหน่วยเรียนนี้ สปีชีส์ที่ใช้แสดงความเป็นกรดของสารจะแสดงเป็น H^+ เพื่อให้ง่ายต่อการทำให้สมการสมดุลและการคำนวณค่า แต่มีบางส่วนที่แสดงเป็น H_3O^+ เพื่อแสดงสมการเคมีที่สมบูรณ์

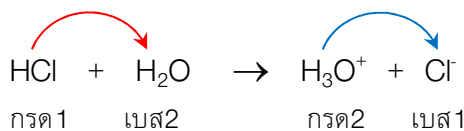
นิยามของเบรินสเตดและลาวรี

ในปี ค.ศ.1923 เบรินสเตด (Johannes Nicolaus Bronsted) นักเคมีชาวเดนมาร์ก และลาวรี (Thomas Martin Lowry) นักเคมีชาวอังกฤษ ได้ศึกษาการให้และรับ H^+ ของสาร เพื่ออธิบายและจำแนกกรด-เบสได้กว้างขึ้น ได้ให้นิยาม ดังนี้

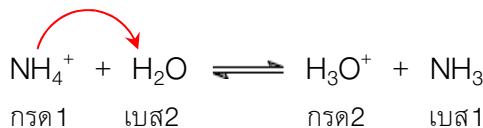
กรด หมายถึง สารที่ให้ H^+ แก่สารอื่น

เบส หมายถึง สารที่รับ H^+ จากสารอื่น

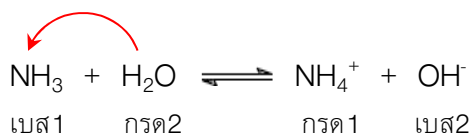
ในการพิจารณาสมบัติกรด-เบสตามนิยามเบรินสเตดและลาวรี จะต้องพิจารณาสองส่วนควบคู่กัน คือ สารที่เป็นกรดหรือเบส และสปีชีส์ที่มีการเปลี่ยนแปลงว่ามี H^+ เพิ่มขึ้น หรือลดลง เช่น



HCl เป็นกรด (ดูได้จากสปีชีส์ที่เปลี่ยนแปลงไปซึ่งจะเหลือเพียง Cl^- แสดงว่า HCl สูญเสีย H^+ ไป) ในขณะที่ H_2O จะเป็นเบส เนื่องจากรับ H^+ มาจาก HCl (ดูได้จากสปีชีส์ที่เปลี่ยนแปลงไปเป็น H_3O^+) และเมื่อพิจารณาปฏิกิริยาย้อนกลับ H_3O^+ จะเป็นกรด และ Cl^- เป็นเบส



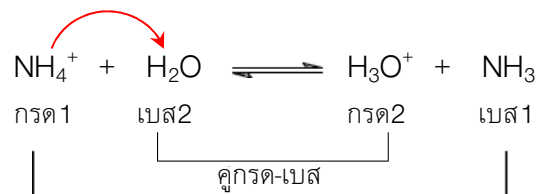
NH_4^+ เป็นสารที่ให้ H^+ ดังนั้น NH_4^+ จึงเป็นกรด ส่วน H_2O เป็นสารที่รับ H^+ ดังนั้น H_2O จึงเป็นเบส เมื่อเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ H_3O^+ เป็นกรด ส่วน NH_3 เป็นเบสซึ่งอธิบายได้เช่นเดียวกัน



NH_3 เป็นเบสจะรับ H^+ จาก H_2O ซึ่งเป็นกรด แล้ว NH_3 กลายเป็น NH_4^+ ซึ่งเป็นกรดสำหรับปฏิกิริยาย้อนกลับ และ OH^- เป็นเบสสำหรับปฏิกิริยาย้อนกลับ

จากนิยามของเบรินสเต็ดและลาวรี จะเห็นว่าในปฏิกิริยาหนึ่งๆ จะมีตัวให้และตัวรับ H^+ เสมอ สารที่เป็นกรดเมื่อแตกตัวให้ H^+ แก่สารอื่นไป สปีชีส์ที่เหลือจะเป็นเบส (จะสามารถรับ H^+ ได้ในปฏิกิริยาย้อนกลับ) ส่วนสารที่เป็นเบสเมื่อรับ H^+ แล้วจะเปลี่ยนไปเป็นกรด (จะสามารถให้ H^+ ได้ในปฏิกิริยาย้อนกลับ) จึงเรียกรกรดและเบสคู่ดังกล่าวว่า คู่กรด-เบส (conjugated acid-base)

จากปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสจะเห็นว่าในปฏิกิริยาหนึ่งๆ อาจะจัดคู่กรด-เบสได้ 2 คู่ด้วยกัน กล่าวคือ กรดเมื่อให้ H^+ แล้วจะได้สารที่เป็นคู่เบส (conjugated base) เช่น HCl เป็นกรดเมื่อให้ H^+ เหลือสปีชีส์เป็น Cl^- (เรียก Cl^- เป็นคู่เบสของกรด HCl)



ปฏิกิริยานี้เมื่อพิจารณาปฏิกิริยาไปข้างหน้า NH_4^+ ทำหน้าที่เป็นกรด เพราะให้ H^+ แก่ H_2O แล้วสปีชีส์ที่เปลี่ยนแปลงได้เป็น NH_3 ในขณะที่ H_2O รับ H^+ จึงเป็นเบส (ดูได้จากแล้วสปีชีส์ที่เปลี่ยนแปลงได้เป็น H_3O^+) และเมื่อพิจารณาจากปฏิกิริยาย้อนกลับ สรุปได้ว่า H_3O^+ เป็นกรดเพราะให้ H^+ กับ NH_3 ซึ่งเป็นเบสแล้วได้ H_2O และ NH_4^+ ตามลำดับ

เรียก NH_4^+ ว่า คู่กรดของ NH_3 (เบส)

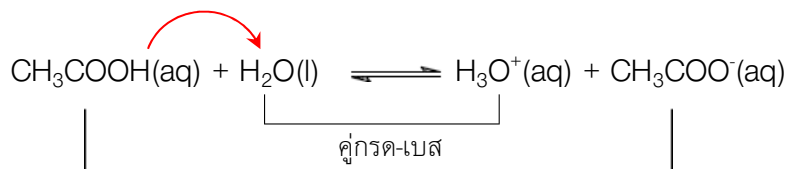
H_2O ว่า คู่เบสของ H_3O^+ (กรด)

NH_3 ว่า คู่เบสของ NH_4^+

H_3O^+ ว่า คู่กรดของ H_2O

จะเห็นว่า คู่กรด-เบส นั้นจะมีจำนวน H^+ ต่างกัน 1 ตัว หรืออาจกล่าวได้ว่าจำนวน H^+ ของคู่กรดจะมากกว่า H^+ คู่เบสอยู่ 1 ตัวเสมอ

ตัวอย่าง 7.1 เขียนปฏิกิริยากรดแอสติก (CH_3COOH) แตกตัวในน้ำและบอกคู่กรด-เบส



คู่กรดของ H_2O คือ H_3O^+

คู่เบสของ CH_3COOH คือ CH_3COO^-

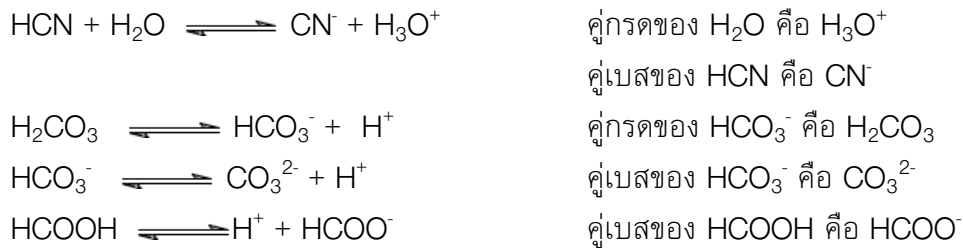
คู่กรดของ CH_3COO^- คือ CH_3COOH

คู่เบสของ H_3O^+ คือ H_2O

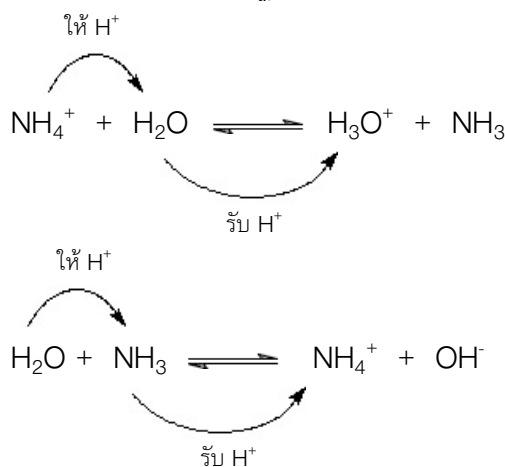
ตัวอย่าง 7.2 เขียนปฏิกิริยาการแตกตัวของสารต่อไปนี้ให้สมบูรณ์

- 1) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
- 2) $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
- 3) $\text{HSO}_4^- + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- 5) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

ตัวอย่าง 7.3 จากปฏิกิริยาต่อไปนี้ บอกคู่กรด-เบส



สารบางชนิดสามารถเป็นได้ทั้งกรดและเบส เรียกว่า สารแอมฟิโพรติก (amphiprotic) หรือแอมโฟเทอริก (amphoteric) เช่น H_2O , CH_3COOH และ NH_3 โดยสารแอมฟิโพรติกจะมีสมบัติเป็นกรดหรือเบสขึ้นกับทำหน้าที่ให้หรือรับ H^+ ในปฏิกิริยานั้นๆ เช่น กรณีของ H_2O



ในปฏิกิริยาข้างต้น H_2O ทำหน้าที่เป็นกรดเมื่อทำปฏิกิริยากับ NH_3 เนื่องจากรับ H^+ ส่วนอีกปฏิกิริยา H_2O ทำหน้าที่เป็นเบสเมื่อทำปฏิกิริยากับ NH_4^+ เนื่องจากให้ H^+

นิยามกรด-เบสของเบรินสเตดและลาวรี จะอธิบายได้กว้างขวางกว่าของนิยามของอาร์รีเนียส แต่มีข้อจำกัดคือ สารที่จะทำหน้าที่เป็นกรดได้นั้นจะต้องมี H เป็นองค์ประกอบในสูตรเคมี และต้องแตกตัวให้ H^+ แก่สารอื่นได้ด้วย ดังนั้นถ้าสารใดสารหนึ่งไม่สามารถให้ H^+ ได้จะไม่จัดเป็นกรดตามนิยามของเบรินสเตดและลาวรี ซึ่งในความจริงแล้วยังมีสารบางชนิดที่ไม่มี H เป็นองค์ประกอบในสูตรเคมี หรือไม่แตกตัวให้ H^+ แก่สารอื่น แต่ยังคงมีสมบัติเป็นกรด

ตารางที่ 7.1 คู่กรด-คู่เบสและความแรงของคู่กรด-คู่เบส

คู่กรด		คู่เบส	
กรดเปอร์คลอริก	HClO_4	เปอร์คลอเรตไอออน	ClO_4^-
กรดไฮโดรไอโอดิก	HI	ไอโอไดด์ไอออน	I^-
กรดไฮโดรโบรมิก	HBr	โบรมได์ไอออน	Br^-
กรดไฮโดรคลอริก	HCl	คลอไรด์ไอออน	Cl^-
กรดไนตริก	HNO_3	ไนเตรตไอออน	NO_3^-
กรดซัลฟิวริก	H_2SO_4	ไฮโดรเจนซัลเฟตไอออน	HSO_4^-
ไฮโดรเนียมไอออน	H_3O^+	น้ำ	H_2O
ไฮโดรเจนซัลเฟตไอออน	HSO_4^-	ซัลเฟตไอออน	SO_4^{2-}
กรดไนตริก	HNO_2	ไนไตรต์ไอออน	NO_2^-
กรดแอสติก	CH_3COOH	แอสเตตไอออน	CH_3COO^-
กรดคาร์บอนิก	H_2CO_3	ไบคาร์บอเนตไอออน	HCO_3^-
แอมโมเนียมไอออน	NH_4^+	แอมโมเนีย	NH_3
ไบคาร์บอเนตไอออน	HCO_3^-	คาร์บอเนตไอออน	CO_3^{2-}
น้ำ	H_2O	ไฮดรอกไซด์ไอออน	OH^-
เมทานอล	CH_3OH	เมทอกไซด์ไอออน	CH_3O^-
แอมโมเนีย	NH_3	เอไมด์ไอออน	NH_2^-

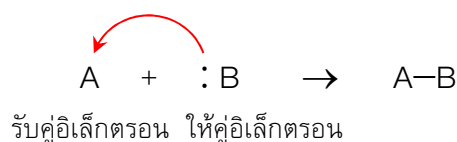
นิยามของลิวอิส

ในปี ค.ศ. 1938 ลิวอิส (Gilbert Newton Lewis) นักเคมีชาวอเมริกันได้ให้นิยามเกี่ยวกับกรด-เบสที่เกี่ยวข้องกับการให้และรับคู่อิเล็กตรอนระหว่างสารที่เป็นกรดและเบส คือ

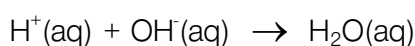
กรด หมายถึง สารที่สามารถรับคู่อิเล็กตรอนจากสารอื่น เรียกว่า กรดลิวอิส (Lewis acid)

เบส หมายถึง สารที่สามารถให้คู่อิเล็กตรอนแก่สารอื่น เรียกว่า เบสลิวอิส (Lewis base)

คู่อิเล็กตรอน หมายถึง เวเลนซ์อิเล็กตรอนสองตัวที่ไม่ได้ใช้ในการสร้างพันธะ หรือที่เรียกว่า อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว พันธะที่เกิดขึ้นระหว่างกรดลิวอิสและเบสลิวอิส ตามนิยามของลิวอิสเป็นพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ เช่น สาร B มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวเหลืออย่างน้อยหนึ่งคู่ ในขณะที่ A มีออร์บิทัลว่างที่สามารถรับคู่อิเล็กตรอนได้

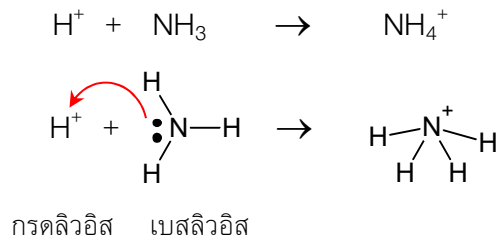


ตัวอย่างปฏิกิริยากรด-เบส ตามนิยามของลิวอิส คือ ปฏิกิริยาระหว่าง H^+ กับ OH^-

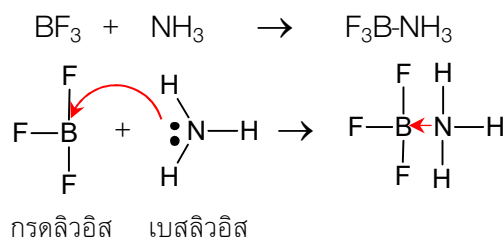


ตามนิยามของลิวอิส OH^- เป็นเบส เรียกว่า เบสลิวอิส เพราะทำหน้าที่ให้อิเล็กตรอนแก่ H^+ ดังนั้น H^+ จึงเป็นกรด เรียกว่ากรดลิวอิส เพราะเป็นตัวรับคู่อิเล็กตรอน

ตัวอย่างปฏิกิริยาระหว่าง NH_3 กับ H^+



ตัวอย่างปฏิกิริยาระหว่าง BF_3 และ NH_3



ในทั้งสองกรณีนี้ NH_3 เป็นเบสลิวอิส เพราะให้อิเล็กตรอนกับ H^+ และ BF_3 ในการเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ ดังนั้น H^+ และ BF_3 จึงเป็นกรดลิวอิส เพราะสามารถรับคู่อิเล็กตรอนจาก NH_3

หมายเหตุ ในการศึกษาเกี่ยวกับกรด-เบส ในระดับนี้ นิยามที่ใช้มากคือ นิยามของอาร์เรเนียส และนิยามของเบรินสเตดและลาวรี

7.1.2 ค่าคงที่การแตกตัวของกรด-เบส

การแตกตัวของกรด-เบส คือความสามารถในการแตกตัวให้สปีชีส์ที่แสดงความเป็นกรดหรือเบสในตัวทำละลายหนึ่ง ๆ ในหน่วยเรียนนี้จะอธิบายเฉพาะการแตกตัวของกรด-เบสในตัวทำละลายน้ำ (aqueous solvent) เท่านั้น

การแตกตัวของกรด-เบสขึ้นอยู่กับปัจจัยสำคัญ 2 ประการ คือ

- 1) ชนิดของกรดหรือเบส
- 2) อิทธิพลของตัวทำละลาย (ไม่ได้กล่าวในหน่วยเรียนนี้)

จากนิยามของอาร์เรเนียส กรดแก่จะสามารถแตกตัวให้ H^+ ได้มากกว่ากรดอ่อน และเบสแก่จะสามารถแตกตัวให้ OH^- ได้มากกว่าเบสอ่อน

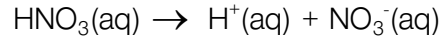
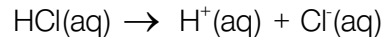
ในกรณีที่เป็กรดแก่หรือเบสแก่ การแตกตัวเป็นไอออน (H^+ หรือ OH^-) เกิดขึ้นอย่างสมบูรณ์

ในกรณีที่เป็กรดอ่อนหรือเบสอ่อน การแตกตัวเป็นไอออน (H^+ หรือ OH^-) เกิดขึ้นอย่างไม่สมบูรณ์ ดังนั้น ณ ภาวะสมดุล จะมีทั้งสปีชีส์ H^+ หรือ OH^- ที่แตกตัวไป และยังคงมีกรดอ่อน หรือเบสอ่อนที่แตกตัวไม่หมด การแตกตัวของกรดอ่อนหรือเบสอ่อนจึงสามารถแสดงได้ด้วยค่าคงที่สมดุลการแตกตัว

การแตกตัวของกรด-เบส

1) การแตกตัวของกรดแก่-เบสแก่

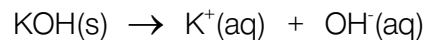
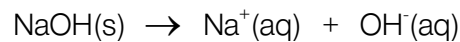
กรดแก่ (strong acid) หมายถึง กรดที่สามารถแตกตัวเป็น H^+ ได้อย่างสมบูรณ์ (100%) ซึ่งกรดแก่จะแตกตัวให้ H^+ ได้ทั้งหมด ดังนั้น ความเข้มข้นของ H^+ ที่เกิดจากการแตกตัวจะเท่ากับความเข้มข้นเริ่มต้นของกรดแก่ นั้น เช่น



$$\text{ดังนั้น } [H^+]_{\text{แตกตัว}} = [HCl]_{\text{เริ่มต้น}}$$

$$[H^+]_{\text{แตกตัว}} = [HNO_3]_{\text{เริ่มต้น}}$$

เบสแก่ (strong base) หมายถึง เบสที่สามารถแตกตัวเป็น OH^- ได้อย่างสมบูรณ์ (100%) ซึ่งเบสแก่ทำปฏิกิริยากับน้ำแล้วแตกตัวให้ OH^- ได้ทั้งหมด ดังนั้น ความเข้มข้นของ OH^- ที่เกิดจากการแตกตัวจะเท่ากับความเข้มข้นเริ่มต้นของเบสแก่ นั้น เช่น

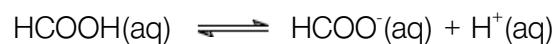
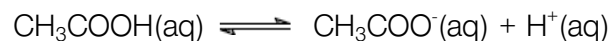


$$\text{ดังนั้น } [OH^-]_{\text{แตกตัว}} = [NaOH]_{\text{เริ่มต้น}}$$

$$[OH^-]_{\text{แตกตัว}} = [KOH]_{\text{เริ่มต้น}}$$

2) การแตกตัวของกรดอ่อน-เบสอ่อน

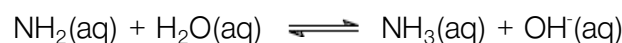
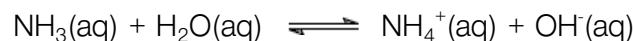
กรดอ่อน (weak acid) หมายถึง กรดที่แตกตัวเป็น H^+ ได้ไม่สมบูรณ์ ($<<100\%$) ซึ่งกรดอ่อนจะแตกตัวให้ H^+ ได้ไม่ทั้งหมด และในระบบยังมีกรดอ่อนนั้นอยู่ด้วย ดังนั้น ความเข้มข้นของ H^+ ที่เกิดจากการแตกตัวของกรดอ่อนจึงน้อยกว่าความเข้มข้นเริ่มต้นของกรดนั้น เช่น



$$\text{ดังนั้น } [H^+]_{\text{แตกตัว}} < [CH_3COOH]_{\text{เริ่มต้น}}$$

$$[H^+]_{\text{แตกตัว}} < [HCOOH]_{\text{เริ่มต้น}}$$

เบสอ่อน (weak base) หมายถึง เบสที่แตกตัวเป็น OH^- ได้ไม่สมบูรณ์ ($<<100\%$) ซึ่งเบสอ่อนจะแตกตัวให้ OH^- ได้ไม่ทั้งหมด และในระบบยังมีเบสอ่อนนั้นอยู่ด้วย ดังนั้น ความเข้มข้นของ OH^- ที่เกิดจากการแตกตัวของเบสอ่อนจึงน้อยกว่าความเข้มข้นเริ่มต้นของเบสนั้น เช่น



$$\text{ดังนั้น } [OH^-]_{\text{แตกตัว}} < [NH_3]_{\text{เริ่มต้น}}$$

$$[OH^-]_{\text{แตกตัว}} < [NH_2]_{\text{เริ่มต้น}}$$

การบอกปริมาณ $[H^+]$ และ $[OH^-]$ ที่เกิดจากการแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อนนิยมบอกเป็นร้อยละเรียกว่า ร้อยละการแตกตัว ดังนี้

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} = \frac{\text{ความเข้มข้นของ } H^+ \text{ ที่แตกตัว}}{\text{ความเข้มข้นของกรดทั้งหมด}} \times 100$$

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของเบส} = \frac{\text{ความเข้มข้นของ } OH^- \text{ ที่แตกตัว}}{\text{ความเข้มข้นของเบสทั้งหมด}} \times 100$$

การคำนวณร้อยละการแตกตัวของกรดหรือเบสได้นั้นจะต้องรู้ความเข้มข้นของ H^+ หรือ OH^- ที่แตกตัว ณ ภาวะสมดุล ในการคำนวณหาความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุล ทำได้โดยเขียนภาวะ 3 ภาวะคือ ภาวะเริ่มต้น ภาวะเปลี่ยนแปลง และภาวะสมดุล

ตัวอย่าง 7.4 กรด HA มีความเข้มข้นเริ่มต้นเท่ากับ 2.50 mol/L พบว่าที่ภาวะสมดุล มีความเข้มข้นของ H^+ ที่แตกตัวได้เท่ากับ 6.4×10^{-3} mol/L จงคำนวณร้อยละการแตกตัว

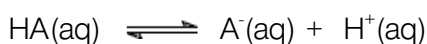
$$\% \text{การแตกตัวของ HA} = \frac{6.4 \times 10^{-3} \text{ mol/L}}{2.50 \text{ mol/L}} \times 100 = 0.26\%$$

ดังนั้น กรด HA มีความเข้มข้นเริ่มต้นเท่ากับ 2.50 mol/L แตกตัวให้ H^+ ได้เพียงร้อยละ 0.26

ค่าคงที่การแตกตัว

ปริมาณการแตกตัวของกรดอ่อนหรือเบสอ่อนพิจารณาได้โดยใช้ค่าคงที่สมดุลที่เรียกว่า ค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อน (weak acid dissociation constant, K_a) และค่าคงที่การแตกตัวของเบสอ่อน (weak base dissociation constant, K_b)

กรณีของกรดอ่อน สมมติให้ HA เป็นกรดอ่อน ดังนั้น ปฏิริยาการแตกตัวของกรดอ่อน คือ



$$\text{ค่าคงที่สมดุล} \quad K_a = \frac{[A^-][H^+]}{[HA]} \quad \text{.....(7.1)}$$

เมื่อ K_a = ค่าคงที่ของการแตกตัวของกรดอ่อน

กรณีของเบสอ่อน สมมติให้ B^- เป็นเบสอ่อน ปฏิริยาการแตกตัวของเบสอ่อน คือ



$$\text{ค่าคงที่สมดุล} \quad K_b = \frac{[HB][OH^-]}{[B^-]} \quad \text{.....(7.2)}$$

เมื่อ K_b = ค่าคงที่ของการแตกตัวของเบสอ่อน

ค่า K_a และ K_b บอกให้ทราบว่ากรดอ่อนหรือเบสอ่อนนั้นแตกตัวได้มากน้อยเพียงใด ณ อุณหภูมิหนึ่งๆ ค่า K_a และ K_b ของกรดอ่อนและเบสอ่อนบางชนิด แสดงดังตารางที่ 7.2

ตารางที่ 7.2 ค่า K_a และ K_b ของกรด-เบส บางชนิด

กรด	สูตรเคมี	K_a	เบส	สูตรเคมี	K_b
แอซีติก	CH_3COOH	1.8×10^{-5}	แอมโมเนีย	NH_3	1.8×10^{-5}
ไฮโดรไซยานิก	HCN	4.9×10^{-10}	คาร์บอเนตไอออน	CO_3^{2-}	2.1×10^{-4}
ไฮโดรฟลูออริก	HF	7.2×10^{-4}	ไซยาไนด์ไอออน	CN^-	2.5×10^{-5}
ฟอร์มิก	HCOOH	1.8×10^{-4}	ไนไตรต์ไอออน	NO_2^-	2.2×10^{-11}
เบนโซอิก	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	6.5×10^{-5}	เอไมด์ไอออน	NH_2^-	สูงมาก
เปอร์คลอริก	HClO_4	สูงมาก	ไนเตรทไอออน	NO_3^-	ต่ำมาก ๆ
ไฮโดรคลอริก	HCl	สูงมาก	ซัลไฟด์ไอออน	S^{2-}	1.0×10^{-5}
คาร์บอนิก	H_2CO_3	4.2×10^{-7}	ซัลเฟตไอออน	SO_4^{2-}	8.3×10^{-13}
ไนตริก	HNO_3	4.5×10^{-4}	ฟลูออไรด์ไอออน	F^-	1.4×10^{-11}
ซัลฟิวริก	H_2SO_4	สูงมาก	ยูเรีย	$\text{C}_2\text{H}_4\text{CO}$	1.5×10^{-14}

หลักในการพิจารณาความแรงของกรด-เบส จากค่า K_a และ K_b

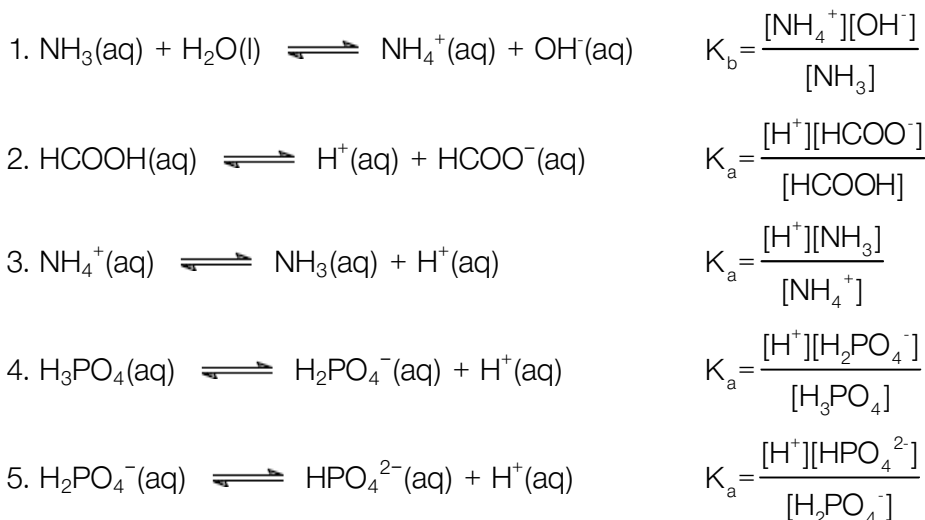
1) กรดอ่อนที่มีค่า K_a สูงกว่าจะแตกตัวได้มากกว่า และจะมีความแรงมากกว่ากรดอ่อนที่มีค่า K_a ต่ำกว่า เช่น CH_3COOH มีค่า $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ จะมีความแรงมากกว่า H_2CO_3 ที่มีค่า $K_a = 4.2 \times 10^{-7}$ หมายความว่า CH_3COOH จะแตกตัวได้มากกว่า H_2CO_3 ณ สภาวะเดียวกัน

2) เบสอ่อนที่มีค่า K_b สูงกว่าจะแตกตัวได้มากกว่า และมีความแรงมากกว่าเบสอ่อนที่มีค่า K_b ต่ำกว่า เช่น NH_3 มีค่า $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ จะมีความแรงมากกว่ายูเรีย $\text{C}_2\text{H}_4\text{CO}$ ที่มีค่า $K_b = 1.5 \times 10^{-14}$

3) กรดอ่อนต่างชนิดกันที่มีความเข้มข้นเท่ากัน กรดอ่อนที่มีร้อยละการแตกตัวสูงกว่าจะมีความแรงมากกว่า ส่วนกรณีเบสอ่อนเป็นทำนองเดียวกัน

4) กรดอ่อนต่างชนิดกันที่มีความเข้มข้นต่างกัน และมีร้อยละการแตกตัวเท่ากัน กรดอ่อนที่มีความเข้มข้นสูงกว่าจะมีความแรงมากกว่า ส่วนกรณีเบสอ่อนเป็นทำนองเดียวกัน

ตัวอย่าง 7.5 เขียนสมการค่าคงที่สมดุลของกรด-เบส



การคำนวณจำนวนโมลของ H^+ หรือ OH^- ที่แตกตัวจากค่า K_a หรือ K_b ทำได้โดยการเขียนภาวะ 3 ภาวะคือ ภาวะเริ่มต้น ภาวะเปลี่ยนแปลง และภาวะสมดุล ดังนี้

1) การคำนวณจำนวนโมลของ H^+ ของกรดอ่อน ในกรณีนี้จะยกตัวอย่างการหาความเข้มข้นของ H^+ จากการแตกตัวของ CH_3COOH โดยสมมติความเข้มข้นเริ่มต้นเท่ากับ C_a mol/L

	$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$		
[] เริ่มต้น	C_a	0	0
[] เปลี่ยนแปลง	-x	+x	+x
[] สมดุล	$C_a - x$	x	x

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

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

วิธีการประมาณค่า โดยสมมติให้ $x < C_a$ มากๆ (เทอม x ที่เป็นตัวส่วน สามารถตัดทิ้งได้) จะได้

$$K_a = \frac{x^2}{C_a} \quad \text{.....(7.3)}$$

$$x = \sqrt{K_a C_a} \quad \text{.....(7.4)}$$

ตัวแปร x ในภาวะสมดุล ก็คือ $[H^+]$

$$\text{ดังนั้น } [H^+] = \sqrt{K_a C_a} \quad \text{.....(7.5)}$$

2) การคำนวณจำนวนโมลของ OH^- ของเบสอ่อน ในกรณีนี้จะยกตัวอย่างการหาความเข้มข้นของ OH^- จากการแตกตัวของ NH_3 โดยสมมติความเข้มข้นเริ่มต้นเท่ากับ C_b mol/L

	$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons OH^-(aq) + NH_4^+(aq)$		
[] เริ่มต้น	C_b	0	0
[] เปลี่ยนแปลง	-x	+x	+x
[] สมดุล	$C_b - x$	x	x

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

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

วิธีการประมาณค่า โดยสมมติให้ $x < C_b$ มากๆ (เทอม x ที่เป็นตัวส่วนสามารถตัดทิ้งได้) สมการจะได้

$$K_b = \frac{x^2}{C_b} \quad \text{.....(7.6)}$$

$$x = \sqrt{K_b C_b} \quad \text{.....(7.7)}$$

ตัวแปร x ในภาวะสมดุล ก็คือ $[\text{OH}^-]$

ดังนั้น $[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b C_b} \quad \text{.....(7.8)}$

หมายเหตุ การคำนวณโดยสมมติให้ความเข้มข้นของกรดหรือเบสที่แตกตัวน้อยกว่าความเข้มข้นเริ่มต้นมากๆ เรียกว่า วิธีการประมาณค่า ดังนั้น การคำนวณ $[\text{H}^+]$ และ $[\text{OH}^-]$ ที่ของกรดอ่อนหรือเบสอ่อนสามารถใช้สูตรในสมการ (7.5) และ (7.8) โดยวิธีการประมาณค่าจะลดขั้นตอนการคำนวณลงและยังคงให้ผลลัพธ์ที่แตกต่างจากค่าที่แท้จริงเพียงเล็กน้อย อย่างไรก็ตาม ถ้า C_a/K_a หรือ C_b/K_b น้อยกว่า 1000 เท่า วิธีการประมาณค่าไม่สามารถใช้ได้ในการคำนวณ เพราะจะทำให้คำตอบที่ได้แตกต่างผลลัพธ์ที่แท้จริงมาก ดังนั้นจะต้องใช้วิธีแก้สมการกำลัง

ตัวอย่าง 7.6 จงหาค่าความเข้มข้นของ H^+ จาก HCN เข้มข้น 2.5 mol/L ($K_a = 6.4 \times 10^{-10}$)

วิธีคิด ปฏิกริยา $\text{HCN(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CN}^-(\text{aq})$

จากสมการ (7.5) $[\text{H}^+] = \sqrt{K_a C_a}$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{(6.4 \times 10^{-10})(2.50)} = 4.0 \times 10^{-5}$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของ H_3O^+ ที่แตกตัวเท่ากับ $4.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

ตัวอย่าง 7.7 จงหาค่าความเข้มข้นของ OH^- จาก NH_3 เข้มข้น 2.5 mol/L ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$)

วิธีคิด ปฏิกริยา $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

จากสมการ (7.8) $[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b C_b}$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(1.8 \times 10^{-5})(2.50)} = 6.7 \times 10^{-3}$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของ OH^- ที่แตกตัวเท่ากับ $6.7 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

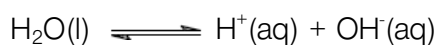
การแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ

น้ำบริสุทธิ์เป็นสารอิเล็กโทรไลต์ที่แตกตัวได้เอง เป็นได้ทั้งกรดและเบส ซึ่งปรากฏการณ์ที่น้ำแตกตัวได้เองเรียกว่า autoprotolysis หรือ self-ionization และค่าคงที่สมดุลของการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ (autoionization of water) เขียนด้วย K_w

ปฏิกิริยาการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ คือ



หรือ



ค่าคงที่สมดุลของการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ เขียนได้ดังนี้

$$K_w = [H^+][OH^-] \quad \text{.....(7.9)}$$

ที่อุณหภูมิ 25°C

$$K_w = 1.0 \times 10^{-14} \quad \text{.....(7.10)}$$

ดังนั้น $[H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} \quad \text{.....(7.11)}$

เนื่องจากน้ำบริสุทธิ์เป็นกลาง ($[H^+] = [OH^-]$) สมการ (7.11) เมื่อสมมติให้ $[OH^-] = [H^+]$ เขียนได้ดังนี้

$$[H^+]^2 = 1.0 \times 10^{-14} \quad \text{.....(7.12)}$$

$$[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} \quad \text{.....(7.13)}$$

จากสมการ (7.13) สรุปได้ว่า

สารละลายกรด $[H^+] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

สารละลายที่เป็นกลาง $[H^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

สารละลายเบส $[H^+] < 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

จากความสัมพันธ์ของค่า K_w สามารถคำนวณ $[H^+]$ หรือ $[OH^-]$ ได้ ถ้ารู้ค่าใดค่าหนึ่ง ดังนี้

$$[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[OH^-]} \quad \text{.....(7.14)}$$

และ $[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[H^+]} \quad \text{.....(7.15)}$

การแตกตัวของกรดโพลีโปรติก

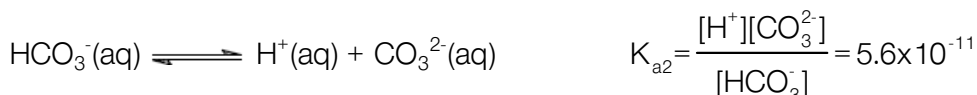
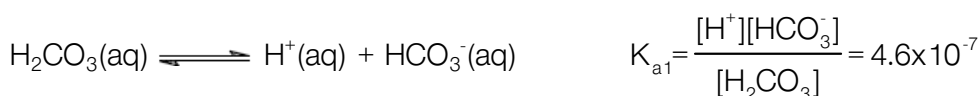
กรดโพลีโปรติก (polyprotic acid) หรือกรดหลายโปรตอน คือกรดบางชนิดที่ในหนึ่งโมเลกุลสามารถแตกตัวให้ H^+ ได้มากกว่าหนึ่งตัว กรดโพลีโปรติกที่พบบ่อย ประกอบด้วย

1) กรดสองโปรตอน (diprotic acid) คือกรดที่แตกตัวให้ H^+ ได้สองครั้ง เช่น H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2CO_3 และ H_2S

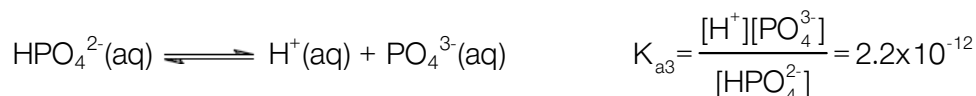
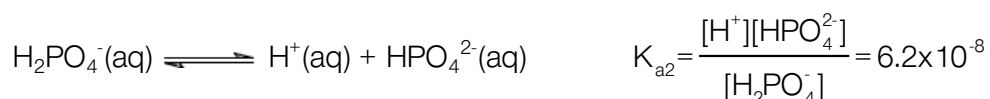
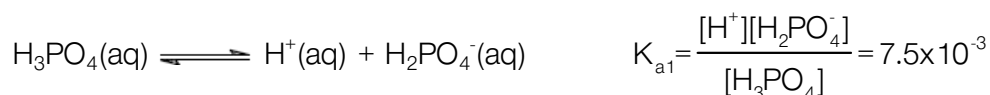
2) กรดสามโปรตอน (triprotic acid) คือกรดที่แตกตัวให้ H^+ ได้สามครั้ง เช่น H_3PO_4

การแตกตัวของกรดโพลีโปรติกเกิดขึ้นทีละขั้น แต่ละขั้นจะแตกตัวให้ H^+ ขึ้นละหนึ่งตัว ดังนั้น กรดโพลีโปรติกจึงมีค่า K_a ได้มากกว่าหนึ่งค่า มักแทนด้วย K_{a1} , K_{a2} , K_{a3} สำหรับการแตกตัวขั้นที่หนึ่ง ขั้นที่สองและขั้นที่สาม ตามลำดับ

เช่น H_2CO_3 มีการแตกตัว 2 ขั้น คือ



เช่น H_3PO_4 มีการแตกตัว 3 ขั้น คือ



ข้อสังเกต ในการแตกตัวของกรดโพลีโปรติกในขั้นที่สองจะมีค่าคงที่การแตกตัว (K_{a2}) น้อยกว่าการแตกตัวในขั้นแรกเสมอ ทั้งนี้เพราะในขั้นที่สอง H^+ จะต้องแยกจากไอออนที่มีประจุลบย่อมต้องมีแรงดึงดูดระหว่างไอออนทั้งสอง ถ้าคิดโดยประมาณอาจกล่าวได้ว่า H^+ ทั้งหมดในสารละลายมาจากการแตกตัวในขั้นแรก ค่าคงที่ของการแตกตัวแต่ละขั้นของกรดโพลีโปรติก แสดงดังตารางที่ 7.3

ตารางที่ 7.3 การแตกตัวของกรดโพลีโปรติกบางชนิดที่ 25°C

กรด	สูตรเคมี	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
แอสคอร์บิก	$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$	8.0×10^{-5}	1.6×10^{-12}	
คาร์บอนิก	H_2CO_3	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
ซิตริก	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	7.4×10^{-4}	1.7×10^{-5}	4.0×10^{-7}
ออกซาลิก	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	5.9×10^{-2}	6.4×10^{-5}	
ฟอสฟอริก	H_3PO_4	7.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	
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	$\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$	1.0×10^{-3}	4.6×10^{-5}	

ตัวอย่าง 7.8 จงคำนวณหาความเข้มข้นของ H^+ ในสารละลาย CH_3COOH เข้มข้น 0.10 mol/L และคำนวณหาร้อยละการแตกตัวของกรด CH_3COOH ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$)

วิธีคิด คำนวณหา $[\text{H}^+]$ โดยพิจารณาจากค่าคงที่สมดุลของกรดอ่อน

CH_3COOH 0.10 mol/L สมมติให้แตกตัวเป็น H^+ เท่ากับ $x \text{ mol/L}$

	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}^+(\text{aq})$	$+$	$\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$
[] เริ่มต้น	0.10		0		0
[] เปลี่ยนแปลง	-x		+x		+x
[] ที่สมดุล	0.10-x		x		x

ค่าคงที่สมดุลคือ $K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

แทนค่า $1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{(0.10 - x)}$

$$x^2 = (1.8 \times 10^{-5})(0.10 - x)$$

รูปสมการที่ได้จะเป็นสมการกำลังสอง (quadratic equation) เขียนได้เป็น

$$x^2 + (1.8 \times 10^{-5})x - (1.8 \times 10^{-6}) = 0$$

จากการแก้สมการกำลังสอง เพื่อหาตัวแปร x ในสมการกำลังสองต้องใช้สูตร คือ

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \quad \dots\dots(7.16)$$

$$x = \frac{-(1.8 \times 10^{-5}) \pm \sqrt{(1.8 \times 10^{-5})^2 + 4(1.8 \times 10^{-6})}}{2}$$

$$x = 1.33 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

ตัวแปร x คือ $[H^+]$

ดังนั้น $[H^+] = 1.33 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} = \frac{1.33 \times 10^{-3}}{0.10} \times 100 = 1.33\%$$

หมายเหตุ การคำนวณโดยการแก้สมการกำลังสองค่อนข้างยุ่งยากมาก เพื่อให้การคำนวณสะดวกและรวดเร็วขึ้น โดยยังคงได้ตัวเลขคำตอบที่ไม่แตกต่างจากคำตอบที่แท้จริงอย่างมีนัยสำคัญ การคำนวณโดยวิธีประมาณค่าโดยถือว่ากรดที่แตกตัวไปได้น้อยมากๆ เมื่อเทียบกับความเข้มข้นเริ่มต้น ดังนั้น ตัวแปร x มีค่าน้อยมากๆ จนทำให้เทอม $0.10 - x$ ที่ภาวะสมดุลมีค่าไม่ต่างจากความเข้มข้นเริ่มต้น (0.10 mol/L) มากนัก ดังนั้นจึงสมมติให้ x น้อยกว่า 0.10 มากๆ ซึ่งจะเขียนค่าคงที่สมดุลใหม่ได้เป็น

$$\begin{aligned} 1.8 \times 10^{-5} &= \frac{x^2}{(0.10)} \\ x^2 &= (1.8 \times 10^{-5})(0.10) \\ x &= 1.34 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

ซึ่งจะเห็นว่าค่า x หรือ $[H^+]$ ที่ได้โดยวิธีการประมาณค่า มีค่าใกล้เคียงกันมากกับค่าที่ได้จากการแก้สมการกำลังสอง ที่ได้ $x = 1.33 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

อย่างไรก็ตาม การคำนวณโดยวิธีประมาณค่าอาจต้องพิจารณาอัตราส่วนระหว่างความเข้มข้นเริ่มต้นของกรด (C_a) หรือเบส (C_b) กับค่า K_a หรือ K_b ตามลำดับ โดยถ้า $C_a/K_a > 1000$ เท่า หรือ $C_b/K_b > 1000$ เท่า จึงสามารถคำนวณโดยวิธีประมาณค่าได้ (คือ x ที่บวกอยู่หรือลบอยู่ตัดทิ้งได้) แต่ถ้า $C_a/K_a < 1000$ เท่า หรือ $C_b/K_b < 1000$ เท่า การคำนวณหา $[H^+]$ หรือ OH^- ไม่อาจใช้วิธีประมาณค่าได้ จำเป็นต้องแก้สมการกำลังสองโดยอาศัยสมการ (7.16)

ตัวอย่าง 7.9 จงหา $[H^+]$ ของ $COOH$ เข้มข้น 0.0010 mol/L ($K_a = 1.8 \times 10^{-4}$)

วิธีคิด	$COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + COO^-(aq)$		
[] เริ่มต้น	0.0010	0	0
[] เปลี่ยนแปลง	-x	+x	+x
[] ที่สมดุล	$0.0010 - x$	x	x

สมการค่าคงที่สมดุล $K_a = \frac{[H^+][COO^-]}{[COOH]}$

แทนค่า $1.8 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{(0.0010 - x)}$

เนื่องจาก $C_a/K_a < 1000$ เท่า จึงคิดค่าโดยวิธีประมาณค่าไม่ได้ ดังนั้นต้องคิดหาค่า x โดยการใช้การแก้สมการกำลังสอง จากสมการกำลังสอง

$$x^2 + (1.8 \times 10^{-4})x - 1.8 \times 10^{-7} = 0$$

จากสมการกำลังสอง

$$x = \frac{- (1.8 \times 10^{-4}) \pm \sqrt{(1.8 \times 10^{-4})^2 + 4(1.8 \times 10^{-7})}}{2}$$

$$x = 3.25 \times 10^{-3}$$

จากตัวแปร x คือ $[H^+]$

ดังนั้น $[H^+] = 3.25 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

จากตัวอย่าง 7.9 สมมติการคำนวณโดยวิธีประมาณค่า โดยสมมติให้ x น้อยกว่า 0.0010 มาก ๆ จะได้เป็น

$$1.8 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{(0.0010)}$$

$$x = 4.24 \times 10^{-4}$$

จะเห็นว่า $[H^+]$ ที่ได้จากวิธีประมาณค่าและการแก้สมการกำลังสองแตกต่างกันประมาณ 10 เท่า

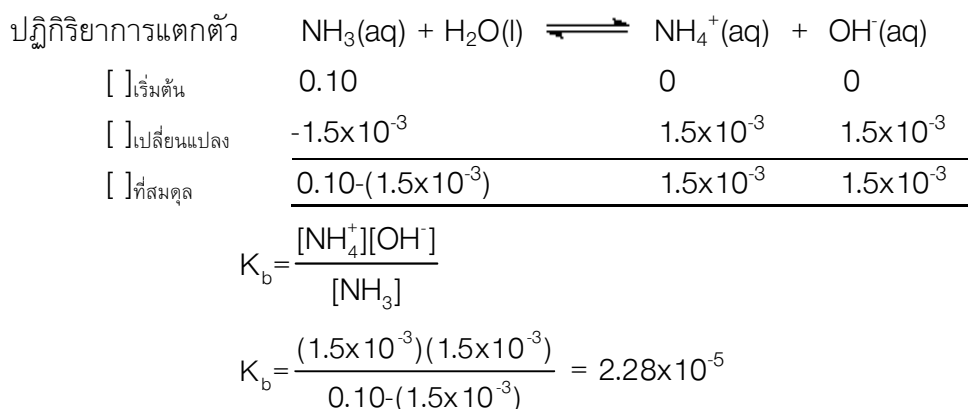
ตัวอย่าง 7.10 จงคำนวณร้อยละการแตกตัวและค่าคงที่สมดุล (K_b) ของสารละลาย NH_3 0.10 mol/L แตกตัวให้ NH_4^+ และ OH^- อย่างละ $1.5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

วิธีคิด

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของเบส} = \frac{[OH^-]_{\text{ที่แตกตัว}}}{[NH_3]} \times 100$$

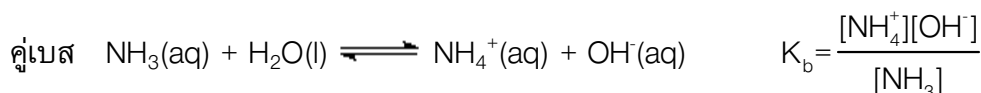
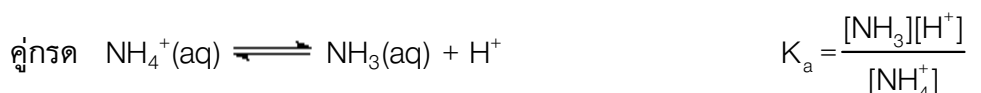
$$= \frac{1.5 \times 10^{-3}}{0.10} \times 100 = 1.5\%$$

ดังนั้น NH_3 0.10 mol/L สามารถแตกตัวได้เพียงร้อยละ 1.5



ความสัมพันธ์ระหว่างค่า K_a , K_b และ K_w

พิจารณาคู่กรด-เบส $\text{NH}_4^+ - \text{NH}_3$



$$K_a K_b = \left(\frac{[\cancel{\text{NH}_3}][\text{H}^+]}{[\cancel{\text{NH}_4^+}]} \right) \left(\frac{[\cancel{\text{NH}_4^+}][\text{OH}^-]}{[\cancel{\text{NH}_3}]} \right) \quad \text{.....(7.17)}$$

$$K_a K_b = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \quad \text{.....(7.18)}$$

จาก $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$

ดังนั้น $K_w = K_a K_b \quad \text{.....(7.19)}$

ตัวอย่าง 7.11 ค่า K_a ของ CH_3COOH เท่ากับ 1.8×10^{-5} จงหาค่า K_b ของคู่เบส CH_3COO^-

วิธีคิด จากสมการ (7.19) $K_w = K_a K_b$

$$K_b = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.55 \times 10^{-10}$$

ดังนั้น ค่า K_b ของคู่เบส CH_3COO^- เท่ากับ 5.55×10^{-10}

7.1.3 ค่า pH

ความเข้มข้นของ H^+ และ OH^- ซึ่งเป็นสปีชีส์บอกถึงความเป็นกรดหรือเบสในสารละลายมีระดับความเข้มข้นที่ต่ำจึงนิยมเขียนอยู่รูปของเลขยกกำลังที่ติดเครื่องหมายลบ เช่น 0.00001 mol/L เขียนเป็น $1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ เป็นต้น

ตัวอย่างสารละลาย 0.10 mol/L HCl จะมีความเข้มข้นของ H^+ เท่ากับ $1.0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$ และความเข้มข้นของ OH^- อยู่เท่ากับ $1.0 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$ หรือในสารละลาย 0.10 mol/L NaOH จะมี $[\text{H}^+]$ เท่ากับ $1.0 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$ เพื่อความสะดวกจึงใช้ค่า pH แทนตัวเลขความเข้มข้นของ H^+ โดยให้คำจำกัดความของ pH ว่าเป็นฟังก์ชันลอการิทึม (logarithmic function) ของ $[\text{H}^+]$ และเพื่อให้ค่าที่ได้เป็นค่าบวกตลอดมาตราวัด จึงกำหนดให้ pH เป็นค่า $-\log$

ในปี ค.ศ.1909 ซอเรนเซน (Soren Peter Lauritz Sorensen) ได้เสนอวิธีการเปลี่ยนค่าความเข้มข้นของ H^+ และ OH^- โดยวิธี p-function เป็น pH และ pOH ตามลำดับ ดังนี้

$$pH = -\log[H^+] \quad \text{.....(7.20)}$$

และ $pOH = -\log[OH^-] \quad \text{.....(7.21)}$

สารละลายกรด $[H^+] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ จะมีค่า pH < 7

สารละลายที่เป็นกลาง $[H^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ จะมีค่า pH = 7

สารละลายเบส $[H^+] < 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ จะมีค่า pH > 7

ในการทำนองเดียวกับ pH สามารถทำ p-function กับค่า K_a และ K_b จะได้

$$pK_a = -\log K_a \quad \text{.....(7.22)}$$

$$pK_b = -\log K_b \quad \text{.....(7.23)}$$

และเมื่อทำ p-function กับค่า K_w จะเขียนได้เป็น

$$pK_w = pH + pOH = 14 \quad \text{.....(7.24)}$$

ตัวอย่าง 7.12 จงคำนวณหา pH ของสารละลาย HCl เข้มข้น 0.0020 mol/L

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

$$\begin{aligned} pH &= -\log[H^+] \\ &= -\log 2.0 \times 10^{-3} \\ &= 3 - \log 2.0 \\ &= 3 - 0.3 = 2.7 \end{aligned}$$

ตัวอย่าง 7.13 จงคำนวณหา pH ของสารละลาย NaOH เข้มข้น $5.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

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

$$\begin{aligned} pOH &= -\log 5.0 \times 10^{-4} \\ &= 3.30 \\ pH &= 14 - pOH \\ &= 14 - 3.30 = 10.7 \end{aligned}$$

ตัวอย่าง 7.14 จงคำนวณหาเข้มข้นของ H^+ และ OH^- ในสารละลายที่มี pH=4.4

วิธีคิด $pH = -\log[H^+] = 4.4$

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

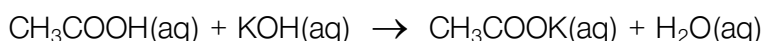
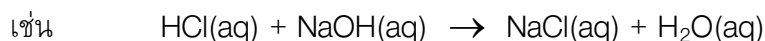
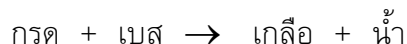
จาก $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{4.0 \times 10^{-5}} = 2.5 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

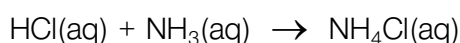
7.1.4 การไทเทรตกรด-เบส

ปฏิกิริยากรด-เบส

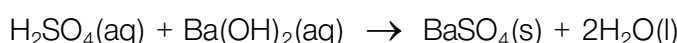
ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นระหว่างกรดกับเบสโดยส่วนใหญ่ได้ผลิตภัณฑ์เป็นเกลือกับน้ำ เรียกปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสที่เป็นเกลือกับน้ำว่า ปฏิกิริยาสะเทิน หรือปฏิกิริยาทำให้เป็นกลาง (neutralization reaction) สมการทั่วไป



แต่จะมีบางปฏิกิริยาที่ได้เกลือเพียงอย่างเดียว เช่นปฏิกิริยาระหว่าง HCl กับ NH_3 ได้เกลือ NH_4Cl ซึ่งเกลือ NH_4Cl จะแตกตัวให้ NH_4^+ และ Cl^- ดังสมการ



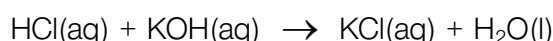
หรือปฏิกิริยาระหว่าง H_2SO_4 กับ Ba(OH)_2 จะได้ตะกอน BaSO_4 กับน้ำ



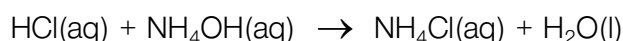
สารละลาย H_2SO_4 และสารละลาย BaSO_4 นำไฟฟ้าได้ แต่เมื่อนำมาผสมเข้าด้วยกันแล้ว สารละลายที่ได้ไม่สามารถนำไฟฟ้าได้เพราะ BaSO_4 เป็นของแข็งที่ละลายน้ำได้น้อยมาก จึงไม่มีไอออนที่จะนำไฟฟ้าได้

ปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส แบ่งออกได้ตามชนิดของกรดและเบส ดังนี้

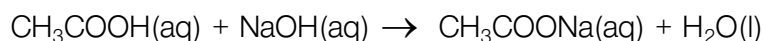
1) ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่-เบสแก่ เช่น



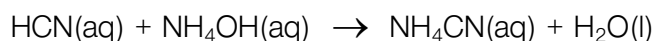
2) ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่-เบสอ่อน เช่น



3) ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อน-เบสแก่ เช่น



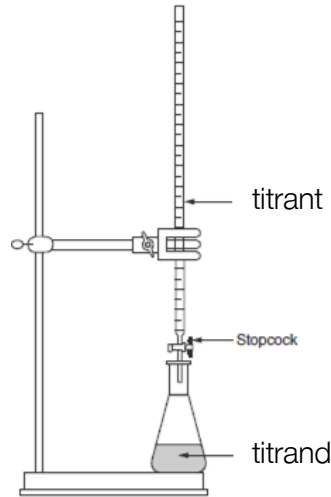
4) ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อน-เบสอ่อน เช่น



การไทเทรตกรด-เบส

การไทเทรต (titration) เป็นเทคนิคหนึ่งทางเคมีเพื่อหาความเข้มข้นของสารละลายชนิดหนึ่งที่ไม่ทราบความเข้มข้นโดยใช้สารมาตรฐานที่ทราบความเข้มข้นที่แน่นอนไปทำปฏิกิริยากัน โดยจุดที่กรดกับเบสทำปฏิกิริยากันพอดีตามปริมาณสัมพันธ์ เรียกว่า จุดสมมูล (equivalence point) แต่ในการไทเทรตปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสจำเป็นต้องใช้อินดิเคเตอร์ช่วยบอกให้ทราบจุดที่กรดกับเบสทำปฏิกิริยากันพอดี โดยอินดิเคเตอร์จะเปลี่ยนสีตามค่า pH ของสารละลาย จุดที่อินดิเคเตอร์เปลี่ยนจากสีหนึ่งเป็นอีกสีหนึ่ง เรียกว่า จุดยุติ (end point)

การติดตั้งอุปกรณ์สำหรับการไทเทรตแสดงดังภาพที่ 7.1 โดยสารละลายที่บรรจุในบิวเรต เรียกว่า ไทแทรนต์ (titrant) ส่วนสารละลายที่อยู่ในขวดรูปชมพู่ เรียกว่า ไทแทรนด์ (titrand) เมื่อค่อยเปิดก๊อกบิวเรต (stop-cock) ไทแทรนต์จะค่อยหยดลงในขวดรูปชมพู่ เมื่อปฏิกิริยาเกิดขึ้นอย่างสมดุลกันจะอาศัยการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ในสารละลาย ปริมาตรไทแทรนต์ที่ใช้สามารถคำนวณความเข้มข้นไทแทรนต์ได้ โดยอาศัยปริมาณสัมพันธ์เคมีของปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส



ภาพที่ 7.1 การติดตั้งอุปกรณ์การไทเทรต

การคำนวณความเข้มข้นของกรดหรือเบสที่เข้าทำปฏิกิริยากันพอดี ปริมาณของกรดหรือเบสจะคำนวณได้จากปริมาณสัมพันธ์ในสมการของปฏิกิริยาระหว่างกรดและเบส



จากปฏิกิริยาอัตราส่วนสัมพันธ์จำนวนโมลระหว่างกรดและเบสเป็นดังนี้

$$\frac{\text{จำนวนโมลของกรด}}{\text{จำนวนโมลของเบส}} = \frac{a}{b} \quad \text{.....(7.25)}$$

ความเข้มข้นของกรดหรือเบส คำนวณได้จาก

$$M_a V_a = \frac{a}{b} (M_b V_b) \quad \text{.....(7.26)}$$

เมื่อ M_a, M_b = ความเข้มข้นของกรดและเบส ตามลำดับ

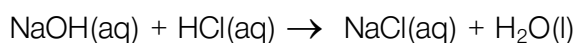
V_a, V_b = ปริมาตรของสารละลายกรดและเบส ตามลำดับ

a, b = จำนวนโมลของกรดและเบส ตามลำดับ

สมการ (7.26) สามารถใช้ในการคำนวณความเข้มข้นของกรดหรือเบสที่จุดสมดุลโดยอาศัยการไทเทรต เพื่อต้องการทราบความเข้มข้นของสารที่ต้องการหา

ตัวอย่าง 7.15 เมื่อใช้สารละลาย NaOH 0.15 mol/L ปริมาตร 20.0 mL ไทเทรตกับสารละลาย HCl ปริมาตร 25.0 mL จงคำนวณความเข้มข้นของ HCl

วิธีคิด ปฏิกิริยาการไทเทรต



$$\text{จากสมการ (7.26)} \quad M_{\text{HCl}} V_{\text{HCl}} = \left(\frac{a}{b} \right) M_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}}$$

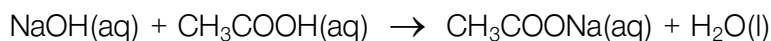
$$M_{\text{HCl}} (25.0 \text{ mL}) = \left(\frac{1}{1} \right) (0.15 \text{ mol/L}) (20.0 \text{ mL})$$

$$M_{\text{HCl}} = 0.12 \text{ mol/L}$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของ HCl เท่ากับ 0.12 mol/L

ตัวอย่าง 7.16 จงหาว่าต้องใช้สารละลาย NaOH 0.1 mol/L ปริมาตรกี่ mL ในการไทเทรตกับสารละลาย CH₃COOH 0.24 mol/L ปริมาตร 15 mL

วิธีคิด ปฏิกิริยาการไทเทรต



$$\text{จากสมการ (7.26)} \quad M_{\text{CH}_3\text{COOH}} V_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \left(\frac{a}{b} \right) M_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}}$$

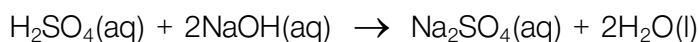
$$(0.24 \text{ mol/L}) (15 \text{ mL}) = \left(\frac{1}{1} \right) (0.1 \text{ mol/L}) (V_{\text{NaOH}})$$

$$V_b = 36 \text{ mL}$$

ดังนั้น ในการไทเทรตนี้ใช้สารละลาย NaOH 36 mL

ตัวอย่าง 7.17 สารละลาย H₂SO₄ ปริมาตร 20 mL นำมาไทเทรตกับสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.10 mol/L ปริมาตร 30 mL จงหาความเข้มข้นของสารละลาย H₂SO₄

วิธีคิด ปฏิกิริยาการไทเทรต



ขั้นที่ 1) คำนวณจำนวนโมลของ NaOH 0.10 mol/L ปริมาตร 30 mL

$$n \text{ ของ NaOH} = (0.10 \text{ mol/L NaOH}) \left(\frac{30 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} \right) = 0.003 \text{ mol}$$

จากสมการ NaOH 2 mol ทำปฏิกิริยาพอดีกับ H₂SO₄ 1 mol

$$\text{ถ้าสารละลาย NaOH } 0.003 \text{ mol ทำปฏิกิริยาพอดีกับ H}_2\text{SO}_4 = \frac{0.003}{2} = 0.0015 \text{ mol}$$

ดังนั้น สารละลาย 20 mL จะมีเนื้อ H₂SO₄ = 0.0015 mol

$$\text{สารละลาย } 1000 \text{ mL จะมีเนื้อ H}_2\text{SO}_4 = \frac{0.0015 \times 1000}{20} = 0.075 \text{ mol/L}$$

ความเข้มข้นของสารละลาย H₂SO₄ = 0.075 mol/L

หรือ คำนวณโดยใช้สูตร (สมการ 7.26) ดังนี้

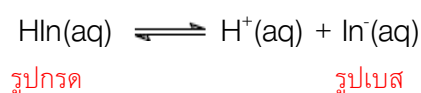
$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \left(\frac{a}{b} \right) M_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}}$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \times \left(\frac{20 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} \right) = \left(\frac{1}{2} \right) (0.10 \text{ mol/L}) \left(\frac{30 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} \right)$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0.075 \text{ mol/L}$$

อินดิเคเตอร์

อินดิเคเตอร์ (indicator) เป็นสารประกอบประเภทสีย้อม อินดิเคเตอร์เป็นกรดอ่อนหรือเบสอ่อน ปกติมี 2 สีคือเมื่ออยู่ในรูปกรด (acid form) จะแสดงสีหนึ่ง แต่เมื่ออยู่ในรูปเบส (base form) จะแสดงอีกสีหนึ่ง โดยจะเปลี่ยนสีเมื่อรูปใดรูปหนึ่งเข้มข้นมากกว่าอย่างน้อย 10 เท่า สำหรับอินดิเคเตอร์ที่เป็นกรดอ่อนซึ่งเขียนย่อว่า HIn จะมีสมการดังนี้



ค่าคงที่สมมูลการแตกตัวของอินดิเคเตอร์ เขียนได้ดังนี้

$$K_{in} = \frac{[In^-][H^+]}{[HIn]} \quad \text{.....(7.27)}$$

การเปลี่ยนแปลงสีของอินดิเคเตอร์จะอาศัยสมดุลของ H^+ ตามหลักเลอชาเตอลิเอร์ ถ้าปริมาณของ HIn มาก อินดิเคเตอร์จะมีสีในรูปกรด แต่ถ้ามีปริมาณ In^- มากจะมีสีในรูปเบส ถ้าในสารละลายที่มีความเข้มข้นของ H^+ สูงๆ (มาก) จะรวมกับ In^- ได้เป็น HIn ได้มาก สารละลายจะมีสีเป็นสีของ HIn (รูปกรด) แต่ถ้าอยู่ในสารละลายที่มีความเข้มข้นของ H^+ ต่ำๆ (หรือมี OH^- มาก) OH^- จะทำปฏิกิริยากับ H^+ ทำให้ H^+ ลดลงซึ่งจะมีผลทำให้เกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าได้ In^- มากขึ้น สารละลายจะมีสีเป็นสีของ In^- (รูปเบส)

ในช่วง pH ของการเปลี่ยนแปลงสีของอินดิเคเตอร์หนึ่ง ๆ นั้น (ตารางที่ 7.4) จะขึ้นกับค่าคงที่ของการแตกตัวของอินดิเคเตอร์ (K_{in}) โดยความเข้มข้นของอินดิเคเตอร์ในรูปกรดและรูปเบสจะต้องแตกต่างกันอย่างน้อย 10 เท่า คือถ้า $[HIn] > [In^-]$ อย่างน้อย 10 เท่า สารละลายจะปรากฏสีในรูปกรด (HIn) ในทางตรงกันข้ามถ้า $[In^-] > [HIn]$ 10 เท่าขึ้นไปสารละลายจะปรากฏสีในรูปเบส (In^-) โดย $[HIn]$ จะมากหรือน้อยกว่า $[In^-]$ ขึ้นอยู่กับ pH ของสารละลาย (หรือปริมาณของ H^+)

หลักสำคัญในการเปรียบเทียบโดยใช้อินดิเคเตอร์จำเป็นต้องเข้าใจสีในรูปกรดและรูปเบสที่สามารถเปลี่ยนแปลง เช่น เมทิลเรด มีช่วง pH 4.4 - 6.2 หมายความว่า ถ้า pH < 4.4 จะให้สีแดง (รูปกรด) แต่ถ้า pH อยู่ระหว่าง 4.4 - 6.2 จะให้สีผสมระหว่างสีแดงกับเหลืองคือสีส้ม และถ้า pH > 6.2 จะให้สีเหลือง (รูปเบส)

ตารางที่ 7.4 ช่วง pH และสีที่เปลี่ยนแปลงของอินดิเคเตอร์บางชนิด

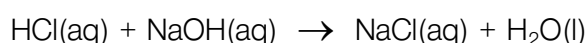
อินดิเคเตอร์	ช่วง pH	สีที่เปลี่ยน
ไทมอลบลู-กรด (thymol blue-acid)	1.2 - 2.8	แดง-เหลือง
โบรโมฟีนอลบลู (bromophenol blue)	3.0 - 4.6	เหลือง-น้ำเงิน
คองโกเรด (congo red)	3.0 - 5.0	น้ำเงิน-แดง
เมทิลออเรนจ์ (methyl orange)	3.1 - 4.4	แดง-เหลือง
อะริซาริน เรด (alizarin red)	3.7 - 5.0	สีเหลือง-สีม่วง
โบรโมครีซอลกรีน (bromocresol green)	3.8 - 5.4	เหลือง-น้ำเงิน
เมทิลเรด (methyl red)	4.2 - 6.3	แดง-เหลือง
เมทิลเพอร์เพิล (methyl purple)	4.8 - 5.4	สีม่วง-สีเขียว
โบรโมครีซอล เพอร์เพิล (bromocresol purple)	5.2 - 6.8	เหลือง-ม่วง
บรอมไทมอลบลู (bromthymol blue)	6.0 - 7.6	สีเหลือง-สีน้ำเงิน
ฟีนอลเรด (phenol red)	6.8 - 8.4	เหลือง-แดง
ไทมอลบลู-เบส (thymol blue-base)	8.0 - 9.6	เหลือง-น้ำเงิน
ฟีนอล์ฟทาลีน (phenolphthalein)	8.0 - 9.6	ไม่มีสี-สีชมพู
ไทมอลฟีนอล์ฟทาลีน (thymolphthalphthalein)	9.3 - 10.6	ไม่มีสี-สีน้ำเงิน

กราฟของการไทเทรต

กราฟของการไทเทรต (titration curve) เป็นกราฟที่ได้จากการเขียนระหว่างค่า pH ของสารละลายที่เปลี่ยนไปขณะไทเทรตกับปริมาตรของไทแทรนต์ จุดประสงค์ของการเขียนกราฟของการไทเทรต เพื่อศึกษาว่าการไทเทรตระหว่างกรด-เบสคู่หนึ่งจะทำได้หรือไม่ และยังใช้เป็นส่วนหนึ่งในการเลือกใช้อินดิเคเตอร์อีกด้วย ซึ่งการไทเทรตกรด-เบสอาจแบ่งได้ 4 ชนิดตามประเภทของปฏิกิริยากรดและเบส การคำนวณ pH ของการไทเทรตแบ่งออกได้เป็น 4 ช่วงคือจุดเริ่มต้น ช่วงก่อนถึงจุดสมมูล ที่จุดสมมูล และช่วงหลังจุดสมมูล

การคำนวณค่า pH ของสารละลายในแต่ละช่วงมีทั้งเหมือนกันและแตกต่างกันขึ้นกับปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส สรุปได้ดังนี้

- 1) ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่-เบสแก่ (เมื่อ เบสแก่เป็นไทแทรนต์) เช่น



- ที่จุดเริ่มต้น (initial point) ในสารละลายมีเพียง HCl ดังนั้นค่า pH คำนวณได้จากกรด HCl ที่แตกตัว (กรดแก่แตกตัวได้อย่างสมบูรณ์)
- ช่วงก่อนถึงจุดสมมูล (pre-equivalent point) ช่วงนี้เมื่อเริ่มหยด NaOH ลงมาเพื่อให้ทำปฏิกิริยากับ HCl แต่ยังไม่ถึงจุดสมมูล ค่า pH คำนวณได้จากกรดแก่ที่เหลือ
- จุดสมมูล(equivalent point) คือจุดที่ NaOH และ HCl ทำปฏิกิริยาพอดีกัน เกิดปฏิกิริยาสะเทินเป็นเกลือและน้ำ เกลือที่เกิดขึ้นไม่เกิดไฮโดรไลซิส ดังนั้นค่า pH คำนวณจากการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ
- ช่วงหลังจุดสมมูล (post-equivalent point) ช่วงนี้จะเหลือเพียง NaOH ที่เติมเกินจุดสมมูล ดังนั้นค่า pH คำนวณได้จาก NaOH ที่เหลือ

ตัวอย่าง 7.18 จงคำนวณค่า pH ของสารละลาย HCl เข้มข้น 0.10 mol/L ปริมาตร 50 mL เมื่อเติม NaOH เข้มข้น 0.10 mol/L ปริมาตรต่อไปนี้

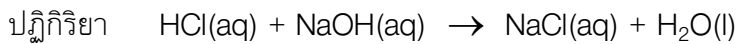
- ก) 0 mL
- ข) 10.0 mL
- ค) 50.0 mL
- ง) 55.0 mL

วิธีคิด

ก) ที่จุดเริ่มต้น HCl เข้มข้น 0.10 mol/L ดังนั้น $[H^+] = 0.10 \text{ mol/L}$

$$\text{pH} = -\log(0.10) = 1$$

ข) เมื่อเติม NaOH ปริมาตร 10 mL (เป็นช่วงก่อนถึงจุดสมมูล เนื่องจากมีจำนวนโมลของกรดมากกว่าเบส)



อัตราส่วนโดยโมลระหว่าง HCl กับ NaOH เป็น 1:1

$$[H^+] = \frac{(0.10 \text{ mol/L})(50 \text{ mL})}{60 \text{ mL}} = 0.083 \text{ mol/L}$$

$$[OH^-]_{\text{ที่เติม}} = \frac{(0.10 \text{ mol/L})(10.0 \text{ mL})}{60.0 \text{ mL}} = 0.017 \text{ mol/L}$$

$$\text{ดังนั้น} \quad [H^+]_{\text{ที่เหลือ}} = [H^+] - [OH^-]_{\text{ที่เติม}} = 0.083 - 0.017 = 0.066 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log(0.066) = 1.18$$

ค) เมื่อเติม NaOH เข้มข้น 0.10 mol/L ปริมาตร 50.0 mL

$$[H^+] = \frac{(0.10 \text{ mol/L})(50.0 \text{ mL})}{100.0 \text{ mL}} = 0.050 \text{ mol/L}$$

$$[OH^-]_{\text{ที่เติม}} = \frac{(0.10 \text{ mol/L})(50.0 \text{ mL})}{100.0 \text{ mL}} = 0.050 \text{ mol/L}$$

ดังนั้น $[H^+]$ เท่ากับ $[OH^-]_{\text{ที่เติม}}$ แสดงว่ากรดและเบสทำปฏิกิริยากันหมดพอดี จึงไม่มีกรดเหลือ และปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่เกิดเป็นเกลือที่ไม่สามารถไฮโดรไลซิส ดังนั้น การคำนวณค่า pH จากการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ เท่านั้น

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

$$\text{เมื่อ} \quad [H^+] = [OH^-]_{\text{ที่เติม}}$$

$$\text{ดังนั้น} \quad [H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\log(1.0 \times 10^{-7}) = 7.0$$

ง) เมื่อเติม NaOH เข้มข้น 0.10 mol/L ปริมาตร 55.0 mL

$$[OH^-]_{\text{ที่สมมูล}} = \frac{(0.10 \text{ mol/L})(50.0 \text{ mL})}{100.0 \text{ mL}} = 0.050 \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{ที่เติม}} = \frac{(0.10 \text{ mol/L})(55.0 \text{ mL})}{105.0 \text{ mL}} = 0.052 \text{ mol/L}$$

เนื่องจาก $[\text{H}^+]$ หหมดแล้วเมื่อปฏิกิริยาพอดีกันที่จุดสมมูล ดังนั้นในช่วงหลังจุดสมมูลจะมี $[\text{OH}^-]$ ที่เกินจุดสมมูล คือ

$$[\text{OH}^-]_{\text{ที่เกิน}} = [\text{OH}^-]_{\text{ที่เติม}} - [\text{OH}^-]_{\text{ที่สมมูล}}$$

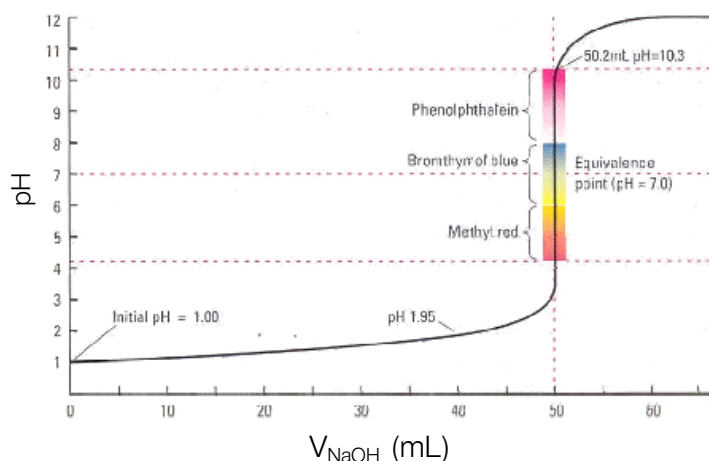
$$= 0.052 - 0.050 = 0.002 \text{ mol/L}$$

จาก $\text{pOH} = -\log(0.002) = 2.7$

จาก $\text{pH} = 14 - 2.7 = 11.3$

จากตัวอย่าง 7.18 ถ้าวัดค่า pH ของสารละลายเมื่อเติม NaOH ที่ปริมาตรต่างๆ และเมื่อเขียนกราฟระหว่างค่า pH และปริมาตร NaOH ที่เติมลงไป ในสารละลายจะได้กราฟการไทเทรต ดังภาพที่ 7.2 ลักษณะกราฟการไทเทรตของปฏิกิริยาระหว่าง HCl กับ NaOH เป็นตัวแทนลักษณะกราฟการไทเทรตของปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่ทั้งหมด

จากกราฟภาพที่ 7.2 ที่จุดเริ่มต้นก่อนการไทเทรตในสารละลายมีแต่กรด HCl เพียงอย่างเดียว pH จึงเท่ากับ 1.0 เมื่อเติมสารละลาย NaOH ลงในสารละลาย OH^- จะทำปฏิกิริยาสะเทินกับ H^+ ทำให้ความเข้มข้นของ H^+ ลดลงเรื่อยๆ ค่า pH จึงเพิ่มขึ้น เมื่อถึงจุดสมมูลและจุดนี้ค่า pH ของสารละลายเท่ากับ 7 เนื่องจากการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ เพราะเกลือที่เกิดขึ้นไม่สามารถเกิดไฮโดรไลซิส และเมื่อหลังจุดสมมูล สารละลายจะมีเพียง OH^- ที่เกินจุดสมมูล ค่า pH จึงมากกว่า 7



ภาพที่ 7.2 กราฟการไทเทรตปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่
ที่มา: Averil. Principles of General Chemistry. (Online).

2) ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน (สมมติให้ กรดแก่เป็นไทแทรนด์) เช่น



■ ที่จุดเริ่มต้น (initial point) ในสารละลายมีเพียง NH_3 ซึ่งเป็นเบสอ่อน ดังนั้นค่า pH คำนวณได้จาก $[\text{NH}_3]$ ที่แตกตัว

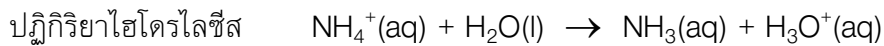
■ ช่วงก่อนถึงจุดสมมูล (pre-equivalent point) ช่วงนี้เมื่อเริ่มหยด HCl ลงมาเพื่อให้ทำปฏิกิริยากับ NH_3 แต่ยังไม่ถึงจุดสมมูล ช่วงนี้จะเกิดเกลือ NH_4Cl ซึ่งสารละลายจะมีสมบัติเป็นบัฟเฟอร์

เนื่องจากมีเบสอ่อน NH_3 และเกลือของเบสอ่อน NH_4Cl ผสมกันอยู่ ดังนั้นค่า pH คำนวณแบบสารละลายบัฟเฟอร์ อาศัยสมการของเฮนเดอร์สัน-ฮาเซลบัลช์ (Henderson-Hasselbalch's equation) คือ

$$\text{บัฟเฟอร์กรด} \quad \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{acid}]} \quad \dots\dots(7.28)$$

$$\text{บัฟเฟอร์เบส} \quad \text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{base}]} \quad \dots\dots(7.29)$$

■ จุดสมมูล(equivalent point) คือจุดที่ HCl และ NH_3 ทำปฏิกิริยาพอดีกัน เกิดเป็นเกลือ NH_4Cl ที่สมมูล เกลือ NH_4Cl สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสได้ ดังนั้นค่า pH คำนวณจากปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส



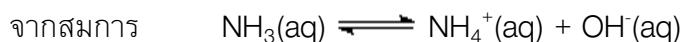
■ ช่วงหลังจุดสมมูล (post-equivalent point) ช่วงนี้จะเหลือเพียง HCl ที่เติมเกินจุดสมมูล ดังนั้นค่า pH คำนวณได้จาก HCl ที่เหลือ

ตัวอย่าง 7.19 จงคำนวณค่า pH ของสารละลาย NH_3 เข้มข้น 0.10 mol/L ปริมาตร 50.0 mL เมื่อเติม HCl เข้มข้น 0.10 mol/L ปริมาตรต่อไปนี้ (กำหนด K_b ของ $\text{NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$)

- ก) 0 mL
- ข) 10 mL
- ค) 25 mL
- ง) 50 mL
- จ) 55 mL

วิธีคิด

ก) ที่จุดเริ่มต้น NH_3 เข้มข้น 0.10 mol/L (เนื่องจากเป็นเบสอ่อน)

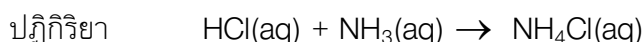


$$\begin{aligned} \text{ดังนั้น} \quad [\text{OH}^-] &= \sqrt{K_b C_b} \\ &= \sqrt{(1.8 \times 10^{-5})(0.10)} = 1.34 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

$$\text{pOH} = -\log(1.34 \times 10^{-3}) = 2.87$$

$$\text{pH} = 14 - 2.87 = 11.13$$

ข) เมื่อเติม HCl เข้มข้น 0.10 mol/L ปริมาตร 10.0 mL



อัตราส่วนโดยโมลระหว่าง HCl กับ NH_3 เป็น 1:1

$$[\text{NH}_3] = \frac{(0.10 \text{ mol/L})(50.0 \text{ mL})}{60.0 \text{ mL}} = 0.083 \text{ mol/L}$$

$$[\text{HCl}]_{\text{ที่เติม}} = \frac{(0.10 \text{ mol/L})(10.0 \text{ mL})}{60.0 \text{ mL}} = 0.017 \text{ mol/L}$$

ในช่วงนี้ จะเกิดบัฟเฟอร์เบส เนื่องจากในสารละลายมีทั้งเบสอ่อน NH_3 และเกลือของเบสอ่อน NH_4Cl ดังนั้น จากสมการ (7.29)

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

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = [\text{HCl}]_{\text{ที่เติม}} = 0.017 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_3] = [\text{NH}_3] - [\text{HCl}]_{\text{ที่เติม}} = 0.083 - 0.017 = 0.066 \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log \frac{(1.67 \times 10^{-2})}{(6.6 \times 10^{-2})}$$

$$\text{pOH} = 4.75 - 0.60$$

$$\text{pH} = 9.85$$

ค) เมื่อเติม HCl เข้มข้น 0.10 mol/L ปริมาตร 25 mL

$$[\text{NH}_3] = \frac{(0.10 \text{ mol/L})(50 \text{ mL})}{75 \text{ mL}} = 0.066 \text{ mol/L}$$

$$[\text{HCl}]_{\text{ที่เติม}} = \frac{(0.10 \text{ mol/L})(25 \text{ mL})}{75 \text{ mL}} = 0.033 \text{ mol/L}$$

ช่วงนี้เป็นจุดกึ่งกลางของการไทเทรต จะเกิดบัฟเฟอร์เบส ที่ความเข้มข้นของ $[\text{NH}_3] = [\text{NH}_4\text{Cl}]$

จากสมการ (7.29)
$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{NH}_4\text{Cl}]}{[\text{NH}_3]}$$

$$\text{pOH} = \text{pK}_b$$

$$\text{pOH} = 4.75$$

$$\text{pH} = 9.25$$

ง) เมื่อเติม HCl เข้มข้น 0.10 mol/L ปริมาตร 50.0 mL

$$[\text{NH}_3] = \frac{(0.10 \text{ mol/L})(50.0 \text{ mL})}{100.0 \text{ mL}} = 0.050 \text{ mol/L}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{(0.10 \text{ mol/L})(50.0 \text{ mL})}{100.0 \text{ mL}} = 0.050 \text{ mol/L}$$

ที่จุดสมมูล เบสอ่อน NH_3 ทำปฏิกิริยาหมด ดังนั้นในสารละลายจะมีแต่เกลือ NH_4Cl

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = \frac{(0.10 \text{ mol/L})(50.0 \text{ mL})}{100.0 \text{ mL}} = 0.050 \text{ mol/L}$$

ซึ่งเกลือ NH_4Cl สามารถเกิดไฮโดรไลซิสได้ ดังสมการ



$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

เอา $[\text{OH}^-]$ คูณทั้งเศษและส่วน จะได้

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}$$

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3] K_w}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}$$

จาก $K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$ หรือ $\frac{1}{K_b} = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}$

ดังนั้น $K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{\left(\frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \right)}$

$$\frac{K_w}{K_b} = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$\frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = \frac{x^2}{0.05 - x}$$

สมมติ $x \ll 0.05$ มากๆ

$$\begin{aligned} \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} &= \frac{x^2}{0.05} \\ x^2 &= 2.78 \times 10^{-11} \\ x &= 5.27 \times 10^{-6} \end{aligned}$$

เมื่อ x คือ $[\text{H}_3\text{O}^+]$

$$\text{pH} = -\log(5.27 \times 10^{-6}) = 5.28$$

จ) เมื่อเติม HCl เข้มข้น 0.10 mol/L ปริมาตร 55.0 mL

$$[\text{HCl}]_{\text{ที่เติม}} = \frac{(0.10 \text{ mol/L})(55.0 \text{ mL})}{105.0 \text{ mL}} = 0.052 \text{ mol/L}$$

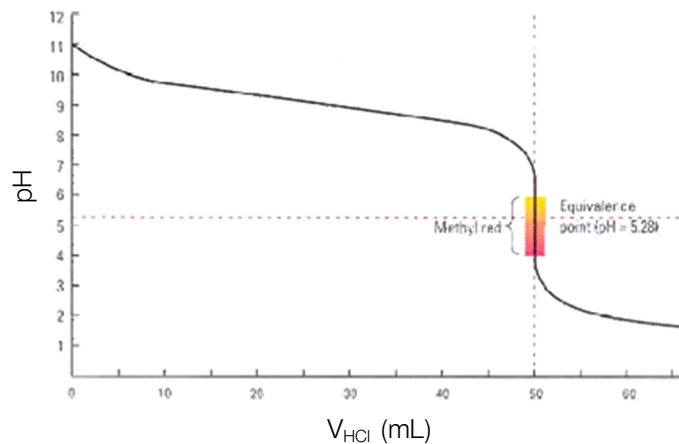
$$\begin{aligned} [\text{HCl}]_{\text{ที่เกินจุดสมมูล}} &= [\text{HCl}]_{\text{ที่เติม}} - [\text{HCl}]_{\text{ที่จุดสมมูล}} \\ &= 0.0523 - 0.050 = 0.0023 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

เนื่องจาก HCl เป็นกรดแก่

$$\text{pH} = -\log(2.3 \times 10^{-3}) = 2.64$$

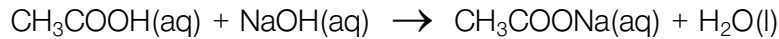
จากตัวอย่าง 7.19 ถ้าวัดค่า pH ของสารละลายเมื่อเติม HCl ที่ปริมาตรต่างๆ และเมื่อเขียนกราฟระหว่างค่า pH และปริมาตร HCl ที่เติมลงไป ในสารละลายจะได้กราฟการไทเทรต ดังภาพที่ 7.3 ลักษณะกราฟการไทเทรตของปฏิกิริยาระหว่าง HCl กับ NH_3 เป็นตัวแทนลักษณะกราฟการไทเทรตของปฏิกิริยาระหว่างเบสอ่อนกับกรดแก่ทั้งหมด ที่จุดเริ่มต้นก่อนการไทเทรตในสารละลายมีแต่ NH_3 เพียงอย่างเดียว pH จึงมากกว่า 7 เมื่อเติมสารละลาย HCl ลงในสารละลาย ปริมาณ H^+ จะทำปฏิกิริยากับ

OH^- ทำให้ความเข้มข้นของ OH^- ลดลงเรื่อยๆ ค่า pH จึงลดลง ในช่วงนี้จะเกิดสารละลายบัฟเฟอร์ขึ้น ค่า pH จะลดลงอย่างช้าๆ เมื่อเติมกรด HCl ลงไปเล็กน้อย เมื่อถึงจุดสมมูลและจุดนี้ค่า pH ของสารละลายจะไม่เท่ากับเท่ากับ 7 เนื่องจากเกลือที่เกิดขึ้นสามารถเกิดไฮโดรไลซิส ค่า pH ที่จุดสมมูลจะมากกว่าหรือน้อยกว่า 7 ขึ้นกับชนิดของเกลือที่เกิดขึ้น และเมื่อหลังจุดสมมูล สารละลายจะมีเพียง H^+ ที่เกินจุดสมมูล ค่า pH จึงน้อยกว่า 7

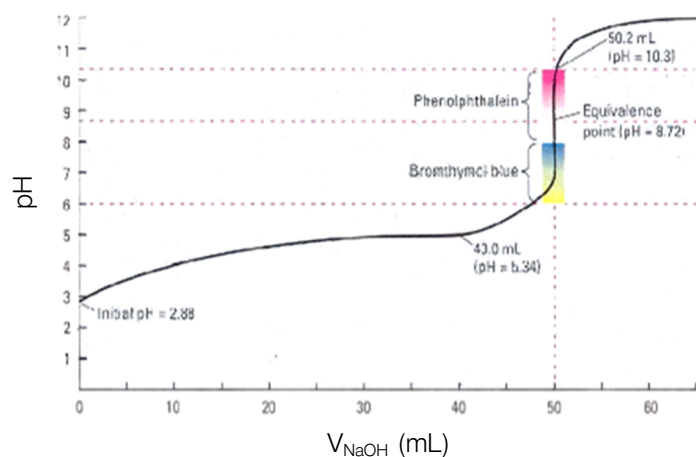


ภาพที่ 7.3 กราฟการไทเทรตปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน
ที่มา: Averil. Principles of General Chemistry. (Online).

3) ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่

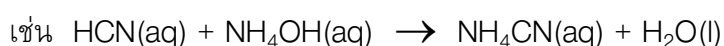


การคำนวณค่า pH คำนวณได้เหมือนกับปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน กราฟการไทเทรตแสดงดังภาพที่ 7.4



ภาพที่ 7.4 กราฟการไทเทรตปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่
ที่มา: Averil. Principles of General Chemistry. (Online).

4) ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสอ่อน



การไทเทรตปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสอ่อน ไม่เป็นที่นิยมในการศึกษาปฏิกิริยากรด-เบสมากนัก เนื่องจากกรดอ่อนกับเบสอ่อนมีการแตกตัวได้น้อยมาก

7.2 สมดุลไอออน

7.2.1 สมดุลของเกลือ

เกลือ (salt) คือสารประกอบไอออนิก ที่ประกอบด้วยแคตไอออนและแอนไอออนยึดเหนี่ยวกันด้วยแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิต

ประเภทของเกลือ

1) เกลือสามัญ (normal salt) เป็นเกลือที่ไม่มี H^+ หรือ OH^- ดังนั้นแคตไอออนจึงเป็นโลหะ หรือกลุ่มธาตุที่เทียบเท่าโลหะ เช่น NH_4^+ กับแอนไอออน เช่น เกลือ $NaCl$, K_2SO_4 , $Ca_3(PO_4)_2$, NH_4NO_3 , $(NH_4)_2SO_4$ และ $ZnSO_4$

2) เกลือกรด (acid salt) เกลือประเภทนี้มี H อะตอมอยู่ในโมเลกุลของเกลือ ซึ่งสามารถแตกตัวเป็นไอออนได้ เช่น $NaHSO_4$, $NaHCO_3$, Na_2HPO_4 และ NaH_2PO_4

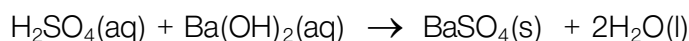
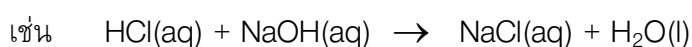
3) เกลือเบส (basic salt) เกลือประเภทนี้มีแอนไอออน OH^- และแคตไอออน เช่น $Pb(OH)Cl$ และ $Bi(OH)_2Cl$

4) เกลือเชิงซ้อน (complex salt) ประกอบด้วยแอนไอออนที่ไอออนเชิงซ้อน เช่น $K_3Fe(CN)_6$

วิธีการเตรียมเกลือ

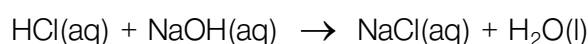
1) เตรียมจากปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส

ปฏิกิริยาทั่วไป กรด + เบส $\rightarrow$ เกลือ + น้ำ

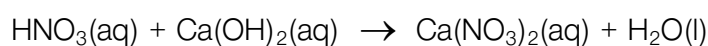


เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยากรดและเบส แคตไอออนของเกลือเป็นอนุมูลเบส (มาจากเบส) ส่วนแอนไอออนเป็นอนุมูลกรด (มาจากกรด) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส แบ่งตามชนิดกรดและเบส ได้ดังนี้

1.1) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่ เช่น



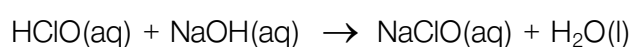
กรดแก่ เบสแก่ เกลือ น้ำ



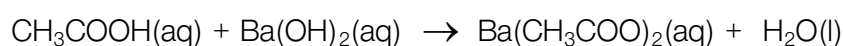
กรดแก่ เบสแก่ เกลือ น้ำ

เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่ ไม่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส (ไม่ทำปฏิกิริยากับน้ำ) สารละลายมีสมบัติเป็นกลาง

1.2) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่ เช่น



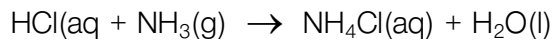
กรดอ่อน เบสแก่ เกลือ น้ำ



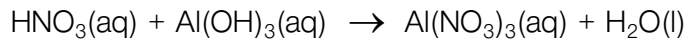
กรดอ่อน เบสแก่ เกลือ น้ำ

เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่ สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส (ทำปฏิกิริยากับน้ำ) สารละลายมีสมบัติเป็นเบส

1.3) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน เช่น



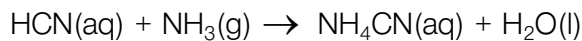
กรดแก่ เบสอ่อน เกลือ น้ำ



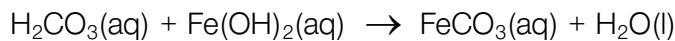
กรดแก่ เบสอ่อน เกลือ น้ำ

เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส (ทำปฏิกิริยากับน้ำ) สารละลายมีสมบัติเป็นกรด

1.4) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสอ่อน เช่น



กรดอ่อน เบสอ่อน เกลือ น้ำ



กรดอ่อน เบสอ่อน เกลือ น้ำ

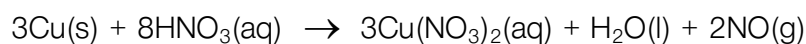
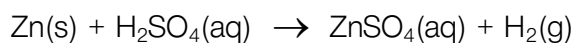
เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสอ่อน สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส (ทำปฏิกิริยากับน้ำ) สารละลายมีสมบัติเป็นได้ทั้งกรด เบส และกลาง

2) เตรียมจากปฏิกิริยาของโลหะกับกรด

ปฏิกิริยาทั่วไป โลหะ + กรด $\rightarrow$ เกลือ + แก๊ส

หรือ โลหะ + กรด $\rightarrow$ เกลือ + น้ำ + แก๊ส

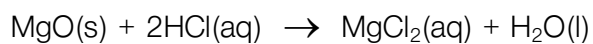
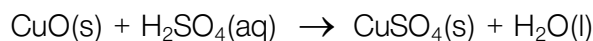
เช่น $\text{Mg(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$



3) เตรียมจากปฏิกิริยาของโลหะออกไซด์กับกรด

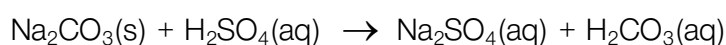
ปฏิกิริยาทั่วไป โลหะออกไซด์ + กรด $\rightarrow$ เกลือ + น้ำ

เช่น $\text{CaO(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{CaSO}_4(\text{s}) + \text{H}_2\text{O(l)}$

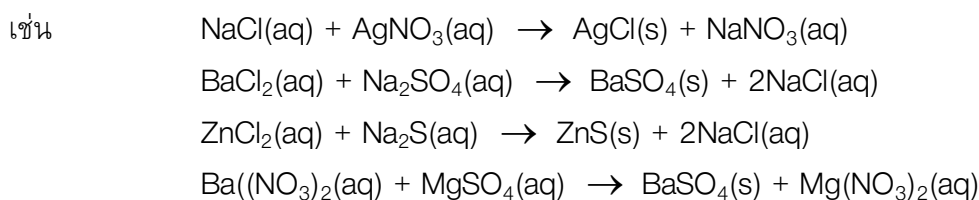


4) เตรียมจากปฏิกิริยาของเกลือกับกรด

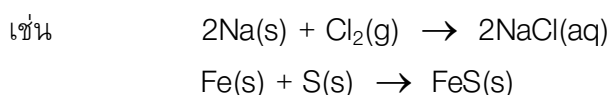
เช่น $\text{FeS(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{FeCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{S(g)}$



5) เตรียมจากปฏิกิริยาของเกลือกับเกลือ



6) โดยการรวมตัวกันโดยตรงของโลหะกับอโลหะ



ตัวอย่าง 7.20 เขียนปฏิกิริยาการเตรียมเกลือต่อไปนี้

- 1) $2\text{HCl(aq)} + \text{Mg(OH)}_2\text{(aq)} \rightarrow 2\text{MgCl}_2\text{(aq)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$
- 2) $\text{HNO}_3\text{(aq)} + \text{NH}_3\text{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3\text{(aq)}$
- 3) $\text{Zn(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$
- 4) $\text{FeS(s)} + 2\text{HNO}_3\text{(aq)} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{S(g)}$
- 5) $\text{Fe(s)} + \text{O(g)} \rightarrow \text{FeO(s)}$

การเรียกชื่อเกลือ

เกลือจะเรียกตามการเรียกชื่อสารประกอบไอออนิก (พันธะไอออนิก) โดยให้เรียกชื่อแคตไอออนก่อนแล้วตามด้วยแอนไอออน

- 1) ชื่อแคตไอออนเรียกตามชื่อธาตุ (ดูภาคผนวก ข)
- 2) ชื่อแอนไอออนให้เปลี่ยนคำลงท้าย

2.1) แอนไอออนที่เป็นอะตอมเดี่ยวให้เปลี่ยนคำลงท้ายเป็น -ไนด์ (-ide) ตามหลักการเรียกชื่อแอนไอออนในสารประกอบไอออนิก (หน่วยเรียนที่ 4) ชื่อเรียกเกลือที่ประกอบด้วยแอนไอออนที่เป็นอะตอมเดี่ยว แสดงดังตารางที่ 7.5

ตารางที่ 7.5 ชื่อเรียกเกลือที่ประกอบด้วยแอนไอออนที่เป็นอะตอมเดี่ยว

เกลือ	แคตไอออน	แอนไอออน	ชื่อเรียกเกลือ
NaCl	Na ⁺	Cl ⁻	โซเดียมคลอไรด์
CaBr ₂	Ca ²⁺	Br ⁻	แคลเซียมโบรไมด์
KI	K ⁺	I ⁻	โพแทสเซียมไอโอไดด์
Na ₂ S	Na ⁺	S ²⁻	โซเดียมซัลไฟด์
MgO	Mg ²⁺	O ²⁻	แมกนีเซียมออกไซด์
Na ₃ N	Na ⁺	N ³⁻	โซเดียมไนไตรด์

2.2) ถ้าแอนไอออนเป็นอนุผลที่มาจากกรดที่ลงท้ายด้วย -อิก (-ic) ชื่อเรียกเกลือให้เปลี่ยนคำลงท้ายเป็น -เอต (-ate) ดังตารางที่ 7.6

ตารางที่ 7.6 ชื่อเรียกเกลือที่ประกอบด้วยแอนไอออนของอนุผลกรดที่ลงท้ายด้วย -อิก

เกลือ	แคตไอออน	แอนไอออน	ชื่อเรียกอนุผลกรด	ชื่อเรียกเกลือ
Na_2CO_3	Na^+	CO_3^{2-}	คาร์บอริก	โซเดียมคาร์บอเนต
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Ca^{2+}	PO_4^{3-}	ฟอสฟอริก	แคลเซียมฟอสเฟต
K_2SO_4	K^+	SO_4^{2-}	ซัลฟิวริก	โพแทสเซียมซัลเฟต
Na_2SO_4	Na^+	SO_4^{2-}	ซัลฟิวริก	โซเดียมซัลเฟต

2.3) ถ้าแอนไอออนเป็นอนุผลกรดมาจากกรดที่ลงท้ายด้วย -อัส (-ous) ชื่อเรียกเกลือให้เปลี่ยนคำลงท้ายเป็น -ไอต์ (-ite) ดังตารางที่ 7.7

ตารางที่ 7.7 ชื่อเรียกเกลือที่ประกอบด้วยแอนไอออนของอนุผลกรดที่ลงท้ายด้วย -อัส

เกลือ	แคตไอออน	แอนไอออน	ชื่อเรียกอนุผลกรด	ชื่อเรียกเกลือ
K_2SO_3	K^+	SO_3^{2-}	ซัลไฟวรัส	โพแทสเซียมซัลไฟต์
$\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$	Mg^{2+}	NO_2^-	ไนไตรต์	แมกนีเซียมไนไตรต์

3) ถ้าแคตไอออนมีเลขออกซิเดชันมากกว่า 1 ค่า ให้ระบุเลขออกซิเดชันเป็นเลขโรมันไว้ในวงเล็บหลังชื่อแคตไอออน เช่น

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ เรียกว่า เหล็ก(II) ไนเตรต

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ เรียกว่า เหล็ก(III) ไนเตรต

SnCl_2 เรียกว่า ทิน(II) คลอไรด์

SnCl_4 เรียกว่า ทิน(IV) คลอไรด์

ประโยชน์ของเกลือ

เกลือและสารละลายของเกลือหลายชนิดนำมาใช้ในชีวิตประจำวัน การแพทย์และอุตสาหกรรม ดังตารางที่ 7.8

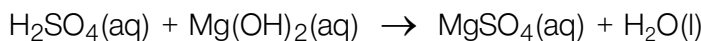
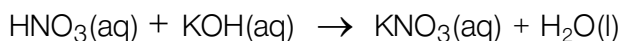
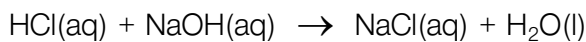
ตารางที่ 7.8 ประโยชน์ของเกลือบางชนิด

สูตรเคมี	ชื่อทางเคมี	ชื่อทางการค้า	ประโยชน์
NaCl	โซเดียมคลอไรด์	เกลือแกง	- ใช้ปรุงอาหาร และถนอมอาหาร - ใช้เป็นวัตถุเติมในอุตสาหกรรมผลิตโซดาไฟและโซดาแอช
KCl	โพแทสเซียมคลอไรด์	-	- ใช้รักษาภาวะโพแทสเซียมในร่างกายต่ำ (hypokalemia) - ใช้เป็นปุ๋ย - ใช้เป็นสารพิษในการฉีดเข้าเส้นเลือดเพื่อประหารชีวิต
KNO ₃	โพแทสเซียมไนเตรต	ดินประสิว	- เป็นส่วนผสมของดอกไม้เพลิง - ใช้ทำดินปืน - ใช้ใส่อาหารหมักดอง
NH ₄ NO ₃	แอมโมเนียมไนเตรต	-	- ใช้เป็นปุ๋ยเคมี
Ca ₃ (PO ₄) ₂	แคลเซียมฟอสเฟต	-	- เป็นส่วนประกอบของกระดูกและฟัน
BaSO ₄	แบเรียมซัลเฟต	-	- ใช้ในการตรวจระบบทางเดินอาหาร - ใช้เป็นตัวฟิลเลอร์ (filler) ในการทำพลาสติก - ใช้เป็นตัวออกซิไดซ์สำหรับทำดอกไม้ไฟ
NaHCO ₃	โซเดียมไฮโดรเจนคาร์บอเนต	-	- ใช้ทำขนมให้ฟู - ใช้เป็นยาลดกรดในกระเพาะอาหาร - ใช้ประโยชน์ในการดับไฟป่า
CaCO ₃	แคลเซียมคาร์บอเนต	หินปูน	- ใช้เป็นยาลดกรดในกระเพาะอาหาร - ใช้เป็นตัวเติม (filler) เพื่อปรับปรุงผิวของพลาสติก
Na ₂ SO ₄	โซเดียมซัลเฟต	-	- ใช้ในอุตสาหกรรมสบู่ ผงซักฟอก สีย้อม แก้ว กระดาษ
MgSO ₄	แมกนีเซียมซัลเฟต	ดีเกลือ	- ใช้ในการแก้ไขและรักษาดินขาดธาตุแมกนีเซียม
MgCO ₃	แมกนีเซียมคาร์บอเนต	-	- ใช้เป็นยาขับถ่าย
NH ₄ Cl	แอมโมเนียมคลอไรด์	-	- ใช้เป็นยาขับปัสสาวะและขับเสมหะ
FeSO ₄	เหล็ก(II) ซัลเฟต	-	- ใช้รักษาโรคโลหิตจาง
KI	โพแทสเซียมไอโอไดด์	-	- ใช้รักษาโรคคอหอยพอก

ความเป็นกรด-เบสของเกลือ

เมื่อเกลือละลายน้ำ สารละลายที่เกิดขึ้นอาจมีสมบัติเป็นได้ทั้งกรด เบส หรือกลาง ขึ้นอยู่กับชนิดของกรดและเบสเริ่มต้น เรียกปฏิกิริยาที่เกลือทำปฏิกิริยากับน้ำว่า ปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส (hydrolysis) ถ้าเกลือละลายน้ำแล้วไอออนที่แตกตัวไปสามารถทำปฏิกิริยากับน้ำ แล้วแตกตัวให้ H^+ เกลื่อนั้นจะมีสมบัติเป็นกรด แต่ถ้าแตกตัวให้ OH^- เกลื่อนั้นจะมีสมบัติเป็นเบส ดังนั้นการพิจารณาต้องดูเกลือที่เกิดขึ้นนั้นเกิดจากกรดแก่หรือกรดอ่อนกับเบสแก่หรือเบสอ่อน สรุปได้ดังนี้

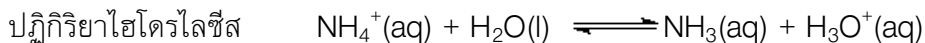
- 1) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่ เช่น



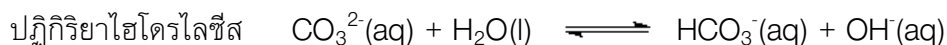
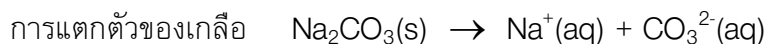
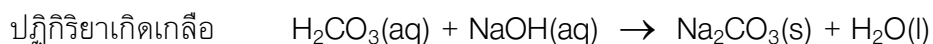
ค่า pH เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่เป็นกลาง ($pH=7$) เนื่องจากเกลือประเภทนี้ไม่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส กล่าวคือ เกลือประเภทนี้เมื่อละลายน้ำแล้วไม่สามารถแตกตัวให้ H^+ หรือ OH^- ค่า pH จึงเป็นกลาง เนื่องจากการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำบริสุทธิ์

- 2) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน

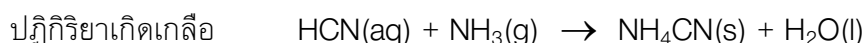
เกลือประเภทนี้เมื่อละลายน้ำแล้วสารละลายจะมีสมบัติเป็นกรดอ่อน ($pH<7$) เนื่องจากเมื่อเกิดการละลายแล้วส่วนของเกลือที่มาจากเบสอ่อนจะทำปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสกับน้ำ เช่น NH_4Cl



3) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่ เกลือประเภทนี้เมื่อละลายน้ำแล้วสารละลายจะมีสมบัติเป็นเบสอ่อน ($pH>7$) เนื่องจากเมื่อเกิดการละลายแล้วส่วนของเกลือที่มาจากกรดอ่อนจะทำปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสกับน้ำ เช่น Na_2CO_3



4) เกลือที่เกิดจากกรดอ่อนและเบสอ่อน เกลือประเภทนี้เมื่อละลายน้ำแล้วสารละลายจะมีสมบัติอาจเป็นได้ทั้งกรด เบส หรือกลาง เช่น NH_4CN



จากปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสจะเห็นว่าสปีชีส์กรดอ่อนและเบสอ่อนสามารถเกิดไฮโดรไลซิสได้ทั้งคู่ ดังนั้นเกลือประเภทนี้จะเป็นกรดหรือเบส ขึ้นกับค่าคงที่การแตกตัว เนื่องจาก $K_b > K_a$ ดังนั้นแสดงว่า CN^- เกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสให้ OH^- ได้ดีกว่า NH_4^+ ดังนั้น $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ สารละลายของเกลือ NH_4CN จึงแสดงสมบัติเป็นเบส ($\text{pH} > 7$)

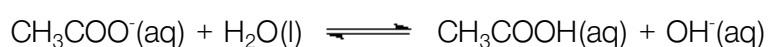
ตัวอย่าง 7.21 จงเขียนสมการแสดงการละลายน้ำของเกลือโซเดียมแอซีเตต (CH_3COONa) และให้บอก ว่าสารละลายเป็นกรดหรือเบส

วิธีคิด เกลือ CH_3COONa เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวให้ Na^+ และ CH_3COO^- ดังสมการ



Na^+ ไม่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส

CH_3COO^- เกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส ดังสมการ



จากการเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสได้ OH^- ดังนั้นสารละลายของเกลือ CH_3COONa จึงมีสมบัติเป็นเบส

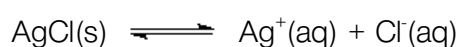
สมดุลการละลายของเกลือ

เกลือที่สามารถละลายน้ำแล้วแตกตัวเป็นแคตไอออนและแอนไอออนได้ทั้งหมด จัดเป็นสารที่เรียกว่า สารอิเล็กโทรไลต์ (electrolyte) เช่น NaCl ละลายในน้ำได้ดี จะแตกตัวให้ Na^+ และ Cl^- ดังนั้นในสารละลายจะมีแต่ Na^+ และ Cl^- ละลายอยู่ในน้ำ โดยไม่มี NaCl เหลือ ดังนั้น เกลือประเภทนี้จึงเป็น สมดุลไอออนที่อยู่ในวัฏภาคเดียวกันทั้งหมด และเมื่อมีการแตกตัวอย่างสมบูรณ์จึงไม่เกิดภาวะสมดุลขึ้นในระบบ เกลือที่ละลายน้ำได้ดี ประกอบด้วยเกลือดังนี้

- 1) เกลือหมู่ 1A ทุกชนิด
- 2) เกลือของหมู่ NH_4^+ ทุกชนิด
- 3) เกลือของ NO_3^- ทุกชนิด
- 4) เกลือหมู่ 2A รวมกับไอออนประจุ -1
- 5) เกลือ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

เกลือไอออนิกที่ละลายน้ำได้น้อย (แตกตัวได้ไม่สมบูรณ์) จะเกิดสมดุลในสารละลายเป็นสมดุลไอออนที่อยู่ในวัฏภาคต่างกัน เกลือบางชนิดละลายน้ำได้น้อยมากจนถือว่าไม่ละลายน้ำ เช่น AgCl , BaSO_4 และ Ag_2SO_4

ดังนั้นเมื่อ AgCl ละลายในน้ำจะยังมีตะกอน AgCl เหลืออยู่ และมี Ag^+ และ Cl^- ที่เกิดจากการละลายน้อยมาก ปฏิกิริยาการละลายของเกลือ AgCl เกิดภาวะสมดุลได้ดังปฏิกิริยา



ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาการละลายของเกลือที่ละลายน้ำได้น้อย เขียนเหมือนค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาทั่วไป

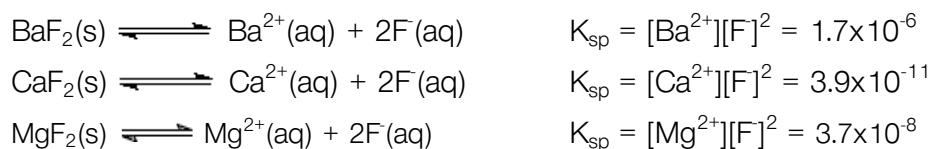
$$K = \frac{[Ag^+][Cl^-]}{[AgCl]} \quad \text{.....(7.30)}$$

เนื่องจาก AgCl สถานะเป็นของแข็งมีความเข้มข้นคงที่ จึงไม่ต้องนำมาคิดในสมการค่าคงที่สมดุลสมการ (7.30) จึงเขียนได้ดังนี้

$$K_{sp} = [Ag^+][Cl^-] \quad \text{.....(7.31)}$$

เมื่อ K_{sp} = ค่าคงที่สมดุลของการละลาย

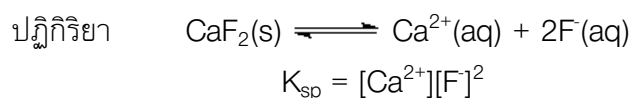
กรณีที่ เป็นสมมูลของเกลือที่ละลายน้ำได้น้อยใช้สัญลักษณ์ K_{sp} แทน K โดยเรียกว่า ค่าคงที่สมดุลของการละลาย หรือเรียกสั้นๆ ว่า “ผลคูณการละลาย” ค่า K_{sp} ขึ้นอยู่กับอุณหภูมิเช่นเดียวกับค่าคงที่สมดุลอื่นๆ ค่า K_{sp} เป็นค่าที่บอกให้ทราบว่าเกลือชนิดนั้นละลายน้ำได้มากน้อยเพียงใดที่อุณหภูมิคงที่ และใช้สำหรับเปรียบเทียบว่าเกลือใดละลายน้ำได้ดีกว่ากัน ค่า K_{sp} ของเกลือบางชนิดแสดงในตารางที่ 7.9 โดยปกติเกลือที่มีค่า K_{sp} มากกว่าจะละลายน้ำได้ดีกว่า เช่นเกลือ BaF_2 CaF_2 และ MgF_2 ดังสมการ



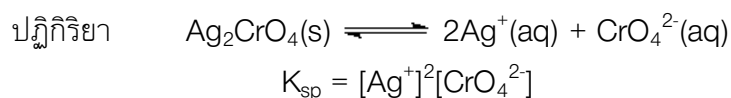
จากค่า K_{sp} ของเกลือทั้งสามชนิด แสดงว่าความสามารถในการละลายน้ำได้ดีเรียงลำดับจากมากไปน้อยดังนี้ $BaF_2 > MgF_2 > CaF_2$

ตัวอย่าง 7.22 การเขียนสมการค่าคงที่สมดุลของเกลือละลายน้ำได้น้อย

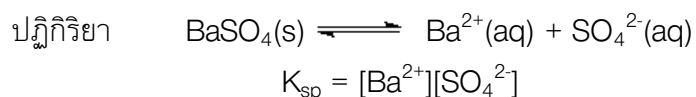
ก) CaF_2



ข) Ag_2CrO_4



ค) $BaSO_4$



ปริมาณการละลายของเกลือที่ละลายน้ำได้น้อย นิยมบอกเป็นค่าการละลาย (solubility) มีหน่วยคือ g/L ค่าการละลายเป็นค่าใช้เปรียบเทียบค่าการละลายของเกลือประเภทเดียวกัน แต่ไม่สามารถบอกการละลายที่แท้จริงได้ ดังนั้นการที่จะบอกสภาพการละลายที่แท้จริง เราสามารถบอกได้ในรูปของสภาพการละลายเป็นโมลาร์ (molar solubility) มีหน่วยคือ mol/L หรือที่เรียกว่า สภาพการละลาย (solubility, s) ซึ่งบอกปริมาณจำนวนโมลของตัวถูกละลายในสารละลายอิ่มตัว 1 ลิตร สารประกอบอินทรีย์แต่ละ

ชนิดมีสภาพการละลายในน้ำได้มากน้อยแตกต่างกัน อาจจำแนกความสามารถในการละลายน้ำได้ 4 ประเภทคือ

- 1) สารที่ละลายได้ดี (highly soluble) คือสารที่สามารถละลายได้ดี (สูง) มีสภาพการละลายมากกว่า 1.0 mol/L
- 2) สารที่ละลายได้ (soluble) คือสารที่สามารถละลายได้ที่มีสภาพการละลายอยู่ระหว่าง 0.10 - 1.0 mol/L
- 3) สารที่ละลายได้ปานกลาง (moderately soluble) คือสารที่สามารถละลายได้ที่มีสภาพการละลายอยู่ระหว่าง 0.01 - 1.0 mol/L
- 4) สารที่ไม่ละลาย (insoluble) คือสารที่ละลายได้น้อยมากจนแทบถือว่าไม่ละลาย มีสภาพการละลายน้อยกว่า 0.001 mol/L

ตารางที่ 7.9 ค่าคงที่สมดุลของการละลาย (K_{sp}) ของเกลือบางชนิดที่ 25°C

เกลือ	สูตรเคมี	สมดุลการละลาย	K_{sp}
อะลูมิเนียมไฮดรอกไซด์	$Al(OH)_3$	$Al(OH)_3(s) \rightleftharpoons Al^{3+}(aq) + 3OH^-(aq)$	1.3×10^{-33}
แบเรียมคาร์บอเนต	$BaCO_3$	$BaCO_3(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	5.1×10^{-9}
แบเรียมซัลเฟต	$BaSO_4$	$BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	1.1×10^{-10}
แคลเซียมคาร์บอเนต	$CaCO_3$	$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	2.8×10^{-9}
แคลเซียมฟลูออไรด์	CaF_2	$CaF_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2F^-(aq)$	5.3×10^{-9}
แคลเซียมซัลเฟต	$CaSO_4$	$CaSO_4(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	9.1×10^{-6}
โครเมียม(III) ไฮดรอกไซด์	$Cr(OH)_3$	$Cr(OH)_3(s) \rightleftharpoons Cr^{3+}(aq) + 3OH^-(aq)$	6.3×10^{-31}
เหล็ก(III) ไฮดรอกไซด์	$Fe(OH)_3$	$Fe(OH)_3(s) \rightleftharpoons Fe^{3+}(aq) + 3OH^-(aq)$	4.0×10^{-38}
ตะกั่ว(II) คลอไรด์	$PbCl_2$	$PbCl_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)$	1.6×10^{-5}
ตะกั่ว(II) โครเมต	$PbCrO_4$	$PbCrO_4(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$	2.8×10^{-13}
ตะกั่ว(II) ไอโอไดด์	PbI_2	$PbI_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2I^-(aq)$	7.1×10^{-9}
ตะกั่ว(II) ซัลเฟต	$PbSO_4$	$PbSO_4(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	6.3×10^{-7}
แมกนีเซียมคาร์บอเนต	$MgCO_3$	$MgCO_3(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	3.5×10^{-8}
แมกนีเซียมฟลูออไรด์	MgF_2	$MgF_2(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + 2F^-(aq)$	3.7×10^{-8}
แมกนีเซียมไฮดรอกไซด์	$Mg(OH)_2$	$Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$	1.8×10^{-11}
แมกนีเซียมฟอสเฟต	$Mg_3(PO_4)_2$	$Mg_3(PO_4)_2(s) \rightleftharpoons 3Mg^{2+}(aq) + 2PO_4^{3-}(aq)$	1.0×10^{-25}
ปรอท(I) คลอไรด์	$HgCl$	$HgCl(s) \rightleftharpoons Hg^+(aq) + Cl^-(aq)$	1.3×10^{-18}
ปรอท(I) ไอโอไดด์	HgI	$HgI(s) \rightleftharpoons Hg^+(aq) + I^-(aq)$	1.1×10^{-28}
เงินโบรไมด์	$AgBr$	$AgBr(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Br^-(aq)$	5.0×10^{-13}
เงินคาร์บอเนต	Ag_2CO_3	$Ag_2CO_3(s) \rightleftharpoons 2Ag^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	8.5×10^{-12}
เงินคลอไรด์	$AgCl$	$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$	1.8×10^{-10}
เงินโครเมต	Ag_2CrO_4	$Ag_2CrO_4(s) \rightleftharpoons 2Ag^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$	1.1×10^{-12}
เงินไอโอไดด์	AgI	$AgI(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + I^-(aq)$	8.5×10^{-17}
เงินซัลเฟต	Ag_2SO_4	$Ag_2SO_4(s) \rightleftharpoons 2Ag^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	1.5×10^{-5}

การคำนวณเปลี่ยนค่าการละลาย (g/L) เป็น สภาพการละลาย (mol/L) โดยนำค่าการละลายหารด้วยมวลโมลาร์ (molar mass) ดังนี้

$$s \text{ (mol/L)} = \left(\frac{\text{g}}{\text{L}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol}}{\text{molar mass (g)}} \right)$$

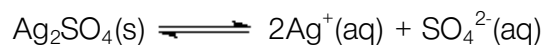
ในทำนองเดียวกันการคำนวณเปลี่ยนสภาพการละลาย (mol/L) เป็นค่าการละลาย (g/L) โดยนำสภาพการละลายคูณด้วยมวลโมลาร์ (molar mass) ดังนี้

$$\text{g/L} = \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right) \left(\frac{\text{molar mass (g)}}{1 \text{ mol}} \right)$$

หมายเหตุ molar mass คือ มวลอะตอม หรือ มวลโมเลกุล หรือ มวลไอออน แล้วแต่กรณี

ตัวอย่าง 7.23 เกลือ Ag_2SO_4 มีค่าการละลายเท่ากับ $1.5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ ที่อุณหภูมิ 25°C จงคำนวณหา K_{sp} ของเกลือ Ag_2SO_4

วิธีคิด



จากสมการจะเห็นได้ว่า 1 mol ของ Ag_2SO_4 จะให้ Ag^+ 2 mol และ SO_4^{2-} 1 mol

ดังนั้นถ้า Ag_2SO_4 $1.5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ ความเข้มข้นของแต่ละไอออนเป็น

$$[\text{Ag}^+] = 2(1.5 \times 10^{-2}) = 3.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 1.5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\begin{aligned} K_{\text{sp}} &= [\text{Ag}^+]^2[\text{SO}_4^{2-}] \\ &= (3.0 \times 10^{-2})^2(1.5 \times 10^{-2}) \\ &= 1.4 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

ตัวอย่าง 7.24 เกลือ CaSO_4 มีค่า $K_{\text{sp}} = 9.1 \times 10^{-6}$ จงคำนวณ $[\text{Ca}^{2+}]$ และ $[\text{SO}_4^{2-}]$

วิธีคิด



$$K_{\text{sp}} = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

$$9.1 \times 10^{-6} = s^2$$

$$s = 3.02 \times 10^{-3}$$

ดังนั้น $[\text{Ca}^{2+}]$ และ $[\text{SO}_4^{2-}] = 3.02 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

7.2.2 ไฮโดรไลซิส

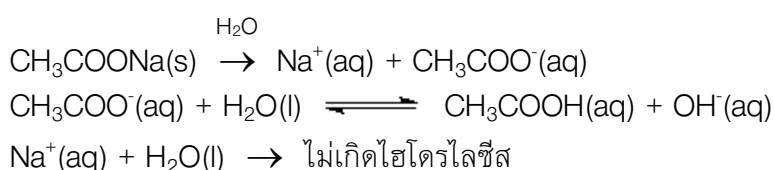
ปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส

ไฮโดรไลซิส (hydrolysis) คือปฏิกิริยาระหว่างเกลือกับน้ำ ปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสจัดเป็นปฏิกิริยาย้อนกลับของปฏิกิริยาสะเทิน

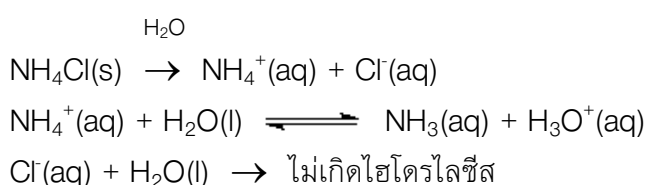


ไฮโดรไลซิสของเกลือ ทำให้สารละลายของเกลือนั้นมีสมบัติเป็นกรดอ่อนหรือเป็นเบสอ่อน เพราะแคตไอออนหรือแอนไอออนที่แตกตัวออกจากเกลือ เมื่อเป็นสารละลายไปทำปฏิกิริยากับน้ำแล้วสามารถให้ H^+ หรือ OH^- ได้ สมบัติความเป็นกรด-เบสของสารละลายเกลือ จึงขึ้นอยู่กับแคตไอออนและแอนไอออนในสารละลายทำปฏิกิริยาน้ำ ดังนั้น ค่า pH ของเกลือนั้นขึ้นอยู่กับ การแตกตัวให้ H^+ หรือ OH^-

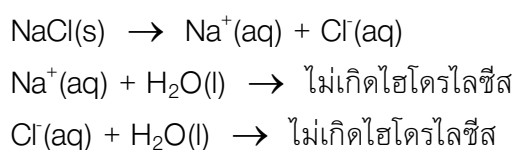
เมื่อนำเกลือ CH_3COONa (เกลือที่เกิดจากการด่อน-เบสแก่) ไปละลายน้ำจะแตกตัวให้ Na^+ และ CH_3COO^- จากนั้น CH_3COO^- สามารถเกิดไฮโดรไลซิสกับน้ำ เกิดเป็น OH^- ขึ้น ทำให้สารละลายที่ได้มีสมบัติเป็นเบส ส่วน Na^+ ไม่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส



เมื่อนำเกลือ NH_4Cl (เกลือที่เกิดจากการดแก่-เบสอ่อน) มาละลายน้ำจะแตกตัวเป็น NH_4^+ และ Cl^- พบว่า NH_4^+ สามารถเกิดไฮโดรไลซิสกับน้ำเกิด H_3O^+ ขึ้น ทำให้สารละลายที่ได้มีสภาพเป็นกรด ส่วน Cl^- ไม่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส



เมื่อนำเกลือ NaCl (เกลือที่เกิดจากการดแก่-เบสแก่) มาละลายน้ำจะแตกตัวได้ Na^+ และ Cl^- เกิดขึ้นทั้ง Na^+ และ Cl^- ไม่สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส สารละลายที่ได้มีสภาพเป็นกลาง เนื่องจากการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ



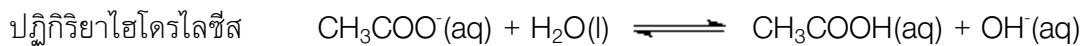
จากตัวอย่างของเกลือ CH_3COONa , NH_4Cl และ NaCl สามารถสรุปค่า pH ที่จุดสมมูลได้ว่า

- 1) เกลือที่ได้จากการดแก่-เบสแก่ นำไปละลายน้ำจะได้สารละลายที่เป็นกลาง (ไม่เกิดไฮโดรไลซิส)

- 2) เกลือที่ได้จากการด่าง-เบสอ่อน นำไปละลายน้ำจะได้สารละลายที่เป็นกรด
- 3) เกลือที่ได้จากการด่อน-เบสแก่ นำไปละลายน้ำจะได้สารละลายที่เป็นเบส
- 4) เกลือที่ได้จากการด่อน-เบสอ่อน สารละลายที่ได้อาจเป็นได้ทั้งกรด เบส หรือกลาง

ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส

เกลือที่สามารถเกิดไฮโดรไลซิสได้ ณ ภาวะสมดุล สามารถเขียนค่าคงที่สมดุลของการเกิดไฮโดรไลซิส เช่น การเกิดไฮโดรไลซิสเกลือที่เกิดจากการด่อน-เบสแก่ เช่น CH_3COONa



ค่าคงที่สมดุล

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \quad \text{.....(7.33)}$$

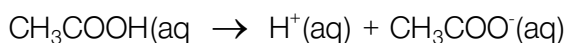
เมื่อ K_h = ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส

สมการ (7.33) ถ้านำ $[\text{H}^+]$ คูณทั้งเศษและส่วน จะได้

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} \quad \text{.....(7.34)}$$

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] K_w}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} \quad \text{.....(7.35)}$$

จากปฏิกิริยาการแตกตัว CH_3COOH จะได้



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad \text{.....(7.36)}$$

จากสมการ (7.36)

$$\frac{1}{K_a} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} \quad \text{.....(7.37)}$$

แทนสมการ (7.37) ลงในสมการ (7.35) จะได้

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} \quad \text{.....(7.38)}$$

ในทำนองเดียวกัน เกลือของการด่าง-เบสอ่อน สามารถเกิดไฮโดรไลซิสได้ และมีค่าคงที่สมดุลไฮโดรไลซิสเป็น

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} \quad \text{.....(7.39)}$$

ส่วนเกลือของการด่อน-เบสอ่อน เกิดไฮโดรไลซิสแล้วสารละลายอาจเป็นได้ทั้งกรด เบส หรือกลาง
ค่าคงที่สมดุลไฮโดรไลซิสเป็น

$$\dots (7.40)$$

ตัวอย่าง 7.25 คำนวณค่าคงที่ไฮโดรไลซิส ของสารต่อไปนี้

1) HC_2O_4^- (K_a ของ $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 5.9 \times 10^{-2}$)

วิธีคิด HC_2O_4^- เป็นคู่เบสของกรด $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

จากสมการ (7.38)

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{5.9 \times 10^{-2}} = 1.7 \times 10^{-13}$$

2) NH_4^+ ($K_b \text{ NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$)

วิธีคิด NH_4^+ เป็นคู่กรดของเบส NH_3

จากสมการ (7.39)

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.6 \times 10^{-10}$$

ตัวอย่าง 7.26 คำนวณค่า pH ของสารละลาย CH_3COONa เข้มข้น 1.0 mol/L (K_a ของ $\text{CH}_3\text{COOH} = 1.8 \times 10^{-5}$)

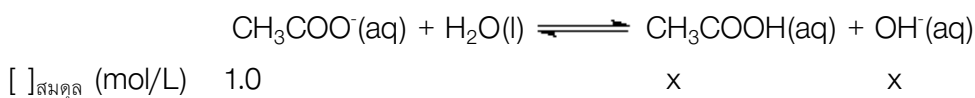
วิธีคิด เกลือ CH_3COONa เป็นเกลือจากปฏิกิริยาระหว่าง CH_3COOH และ NaOH

ปฏิกิริยาการแตกตัว $\text{CH}_3\text{COONa(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ (1)

ปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ (2)

ค่าคงที่สมดุลไฮโดรไลซิส $K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$

จากสมการ (7.38) $K_h = \frac{K_w}{K_s} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.5 \times 10^{-10}$



$$5.5 \times 10^{-5} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$5.5 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{1.0 - x}$$

สมมติ $x < 1.0$ มาก ๆ

$$5.5 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{1.0}$$

$$x = 2.37 \times 10^{-5}$$

เมื่อตัวแปร x คือ $[\text{OH}^-]$

$$[\text{OH}^-] = 2.37 \times 10^{-5}$$

จาก $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

$$= -\log 2.37 \times 10^{-5}$$

$$= 3.35$$

$$\text{ดังนั้น } \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 10.65$$

7.2.3 สารละลายบัฟเฟอร์

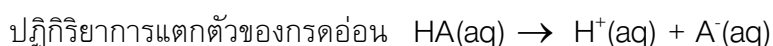
บัฟเฟอร์ (buffer) คือสารละลายที่มีสมบัติในการต้านทานการเปลี่ยน pH เมื่อเติมกรด หรือเบสลงไป ในปริมาณเล็กน้อย

สารละลายบัฟเฟอร์เป็นสารละลายผสมระหว่างกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อน หรือเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อน สารละลายบัฟเฟอร์แบ่งออกเป็นสองชนิด คือ

- 1) บัฟเฟอร์กรด (ที่เกิดจากระหว่างกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อน) จะมี $\text{pH} < 7$ เช่น
 - แอซีเตตบัฟเฟอร์ (เกิดจากระหว่าง CH_3COOH กับ CH_3COONa)
 - ซิเตรตบัฟเฟอร์ (เกิดจากระหว่าง HCOOH กับ HCOOK)
 - คาร์บอเนตบัฟเฟอร์ (เกิดจากระหว่าง H_2CO_3 กับ Na_2CO_3)
- 2) บัฟเฟอร์เบส (ที่เกิดจากระหว่างเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อน) จะมี $\text{pH} > 7$ เช่น
 - แอมโมเนียมบัฟเฟอร์ (เกิดจากระหว่าง NH_3 กับ NH_4Cl)

การคำนวณเกี่ยวกับสารละลายบัฟเฟอร์

สมมติ สารละลายระบบบัฟเฟอร์กรด ที่ประกอบด้วยกรด HA และเกลือ A^- สามารถเขียนสมการแสดงการแตกตัวและค่าคงที่สมดุลดังนี้



ค่าคงที่การแตกตัวของกรด HA คือ

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{.....(7.41)}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \quad \text{.....(7.42)}$$

$$\text{ทำ } -\log \text{ จะได้ } -\log[\text{H}^+] = -\log \left(K_a \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \right) \quad \text{.....(7.43)}$$

$$-\log[\text{H}^+] = -\log K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \quad \text{.....(7.44)}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{.....(7.45)}$$

ในกรณีสารละลายบัฟเฟอร์เบส ประกอบด้วยเบส HB และเกลือ B⁻ สามารถเขียนสมการได้เป็น

$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{B}^-]}{[\text{HB}]} \quad \dots (7.46)$$

สมการ (7.45) และ (7.46) เรียกว่า สมการของเฮนเดอร์สัน-ฮาเซลบัลช์ (Henderson-Hasselbalch's equation)

ตัวอย่าง 7.27 อธิบายวิธีการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์ pH 5.0 ปริมาตร 100 mL ระหว่าง 0.50 mol/L CH₃COOH และ 0.50 mol/L CH₃COONa

วิธีคิด สมการ (7.45)

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$5.0 = 4.76 + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 0.24$$

ทำ anti-log $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.73$

ดังนั้น จะต้องผสม [CH₃COONa] กับ [CH₃COOH] ให้มีอัตราส่วนเป็น 1:1.73

ตัวอย่าง 7.28 จงคำนวณค่า pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ที่เตรียมโดยการละลายเกลือ CH₃COONa น้หนัก 25.5 g ในน้ำปริมาตร 500 mL ที่มี CH₃COOH เข้มข้น 0.550 mol/L ละลายผสมอยู่

วิธีคิด



คำนวณความเข้มข้นของเกลือ CH₃COONa น้หนัก 25.5 g ในน้ำปริมาตร 500 mL

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = 25.5 \text{ g} \times \left(\frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COONa}}{82.4 \text{ g CH}_3\text{COONa}} \right) \left(\frac{1000 \text{ mL}}{500 \text{ mL}} \right) = 0.622 \text{ mol/L}$$

แสดงว่า [CH₃COO⁻] = 0.622 mol/L

คำนวณค่า pH จากสมการ (7.45)

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\text{pH} = 4.76 + \log \left(\frac{0.622}{0.550} \right)$$

$$= 4.70$$

7.2.4 สมดุลไอออนเชิงซ้อน

ไอออนเชิงซ้อน (complex ion) คือ สารประกอบที่เกิดจากอะตอม หรือไอออนของโลหะอยู่ตรงกลางแล้วถูกล้อมรอบด้วยโมเลกุลที่เป็นกลางหรือแอนไอออนตั้งแต่สองตัวขึ้นไป เรียก สารประกอบที่เกิดขึ้นว่า สารประกอบเชิงซ้อน (complex compound)

สารประกอบเชิงซ้อนจะประกอบด้วยอะตอมหรือไอออนของโลหะที่อยู่ตรงกลาง เรียกว่า อะตอมกลาง (central atom) และโมเลกุลที่เป็นกลาง หรือแอนไอออนที่ล้อมรอบอะตอมกลาง เรียกว่า ลิแกนด์ (ligand)

สารประกอบโคออร์ดิเนชัน

โดยปกติพันธะระหว่างอะตอมกลางกับลิแกนด์เป็นพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ โดยลิแกนด์จะใช้คู่อิเล็กตรอนเกิดพันธะกับอะตอมกลาง จึงนิยมเรียกสารประกอบเชิงซ้อนว่า สารประกอบโคออร์ดิเนชัน (coordination compound) อะตอมกลางอาจเป็นได้ทั้งอะตอมหรือไอออนของโลหะ ส่วนมากเป็นโลหะทรานซิชัน ทำหน้าที่เป็นผู้รับคู่อิเล็กตรอน (electron acceptor) จากลิแกนด์

การเขียนสูตรสารประกอบเชิงซ้อน ดังแสดงในภาพที่ 7.5 และ 7.6 ซึ่งบริเวณที่ไอออนเชิงซ้อนอยู่ในเครื่องหมาย [] เรียกว่า โคออร์ดิเนชันสเฟียร์ (coordination sphere) ส่วนไอออนใดๆ ที่แสดงอยู่นอกโคออร์ดิเนชันสเฟียร์ เรียกว่า ไอออนดุลประจุ (counter ion) จะเขียนหรือไม่ก็ได้ การเขียนไอออนดุลประจุเพียงเพื่อให้สารประกอบโคออร์ดิเนชันมีประจุเป็นกลางเท่านั้น ไอออนดุลประจุไม่ได้เกี่ยวข้องกับการเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์กับอะตอมกลางแต่อย่างใด แรงดึงดูดระหว่างไอออนดุลประจุกับไอออนเชิงซ้อนจะเป็นแรงดึงดูดทางประจุไฟฟ้าสถิตระหว่างแคตไอออนและแอนไอออนเช่นเดียวกับสารประกอบไอออนิก ดังนั้นโดยทั่วไปการเขียนสูตรสารประกอบโคออร์ดิเนชันจะนิยมเขียนเฉพาะไอออนเชิงซ้อน และการเขียนเครื่องหมายโคออร์ดิเนชันสเฟียร์เพื่อป้องกันการสับสนระหว่างไอออนเชิงซ้อนและไอออนดุลประจุ

เลขโคออร์ดิเนชัน (coordination number) คือตัวเลขที่บอกจำนวนอะตอมที่สามารถสร้างพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ หรือ จำนวนอะตอมของผู้ให้อิเล็กตรอนที่อยู่ทั้งหมดในสารประกอบเชิงซ้อน เลขโคออร์ดิเนชันมีตั้งแต่ 2 ถึง 8 (สมมติ ถ้ามีลิแกนด์ 6 อะตอมล้อมรอบอะตอมกลาง จะเรียกว่า สารประกอบเชิงซ้อนนั้นมีเลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 6 หรือ ถ้ามีลิแกนด์ 4 อะตอมล้อมรอบอะตอมกลาง จะเรียกว่า มีเลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 4) อาจกล่าวสรุปได้ว่า เลขโคออร์ดิเนชัน คือจำนวนลิแกนด์ที่มาสร้างพันธะกับอะตอมกลาง เช่น

$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ และ $[\text{CuCl}_4]^{2-}$ ไอออนเชิงซ้อนทั้ง 3 ชนิดนี้ Cu^{2+} มีเลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 4

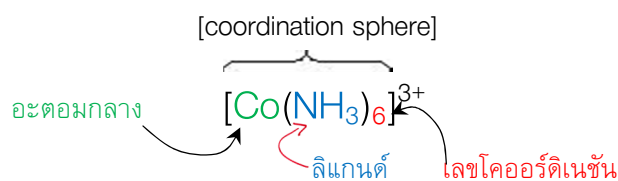
$[\text{FeF}_6]^{3-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ และ $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ไอออนเชิงซ้อนทั้ง 3 ชนิดนี้ Fe^{2+} มีเลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 6

เลขโคออร์ดิเนชันของสารประกอบเชิงซ้อนที่พบมากได้แก่ 2, 4 และ 6

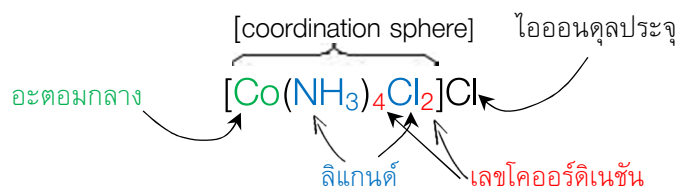
การเขียนสูตรสารประกอบเชิงซ้อนจะมีส่วนที่คล้ายกับสารประกอบไอออนิก และสารโคเวเลนต์อยู่บ้าง โดยทั่วไปจะพบสูตรสารประกอบเชิงซ้อน 2 ลักษณะ คือ

1) สูตรสารประกอบเชิงซ้อนมีประจุ เช่น $[\text{Co}(\text{NH}_2)_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ และ $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$

2) สูตรสารประกอบเชิงซ้อนไม่มีประจุ เช่น $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$



ภาพที่ 7.5 สูตรไอออนเชิงซ้อน



ภาพที่ 7.6 สูตรสารประกอบเชิงซ้อนที่มีไอออนดุลประจุ

อะตอมกลาง

อะตอมกลางของสารโคออร์ดิเนชันจะเป็นโลหะทรานซิชัน เนื่องจากโลหะทรานซิชันมีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า สารประกอบที่เกิดจากอะตอมกลางชนิดเดียวกันแต่มีเลขออกซิเดชันต่างกันหรือมีโครงสร้างโมเลกุลต่างกัน มีผลทำให้สีของสารประกอบนั้นแตกต่างกันไปด้วย

ในการพิจารณาเลขออกซิเดชันของโลหะทรานซิชันในสารโคออร์ดิเนชันจะสามารถพิจารณาได้จากชนิดและจำนวนของลิแกนด์ ดังนี้

1.1) ถ้าเป็นลิแกนด์ที่มีประจุเป็นกลาง เลขออกซิเดชันของโลหะทรานซิชันจะเท่ากับประจุไอออนเชิงซ้อน โดยจำนวนลิแกนด์ไม่มีผลต่อเลขออกซิเดชัน ดังตารางที่ 7.10

1.2) ถ้าเป็นลิแกนด์ที่มีประจุเป็นลบ เลขออกซิเดชันของโลหะทรานซิชันจะเท่ากับผลต่างระหว่างประจุไอออนเชิงซ้อนและประจุรวมของลิแกนด์ตามจำนวนลิแกนด์ในสารประกอบเชิงซ้อน ดังตารางที่ 7.10

ตารางที่ 7.10 สารโคออร์ดิเนชันและเลขออกซิเดชันของอะตอมกลาง

สารโคออร์ดิเนชัน	อะตอม กลาง	ลิแกนด์	ประจุ ลิแกนด์	จำนวน ลิแกนด์	ประจุไอออน เชิงซ้อน	เลขออกซิเดชัน ของอะตอมกลาง
$[\text{Co}(\text{NH}_2)_6]^{4-}$	Co	NH_2	-1	6	+3	+2
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	Co	NH_3	0	6	+2	+2
$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$	Fe	CO	0	5	0	0
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	Fe	CN	-1	6	-4	+2
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	Fe	CN	-1	6	-3	+3

ลิแกนด์

ลิแกนด์ คืออะตอมหรือโมเลกุลที่เป็นกลางหรือแอนไอออนที่อยู่ล้อมรอบอะตอมกลาง ลิแกนด์ทำหน้าที่เป็นผู้ให้อิเล็กตรอนแก่อะตอมกลางอย่างน้อย 1 คู่ เพื่อเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ การแบ่งประเภทลิแกนด์สามารถแบ่งตามจำนวนการให้อิเล็กตรอนแก่อะตอมกลาง คือ

ลิแกนด์ที่ให้อิเล็กตรอน 1 คู่ เรียกว่า โมโนเดนเทต (monodentate)

ลิแกนด์ที่ให้อิเล็กตรอน 2 คู่ เรียกว่า ไบเดนเทต (bidentate)

ลิแกนด์ที่ให้อิเล็กตรอน 3 คู่ เรียกว่า ไตรเดนเทต (tridentate)

ลิแกนด์ที่ให้อิเล็กตรอน 4 คู่ เรียกว่า เทตระเดนเทต (tetradentate)

ลิแกนด์ที่ให้อิเล็กตรอน 6 คู่ เรียกว่า เฮกซะเดนเทต (hexadentate)

ลิแกนด์ที่สามารถให้อิเล็กตรอนได้มากกว่าหนึ่งคู่ในหนึ่งโมเลกุลกัน เรียกว่า โพลีเดนเทต (polydentate ligand) กระบวนการเกิดสารประกอบโคออร์ดิเนชันที่ประกอบด้วยลิแกนด์ประเภทโพลีเดนเทต เรียกว่า การเกิดคีเลต หรือคีเลชัน (chelation) และลิแกนด์พวกนี้จะเรียกว่า สารคีเลต (chelating agent) ชื่อเรียกลิแกนด์แสดงดังตารางที่ 7.11, 7.12 และ 7.13

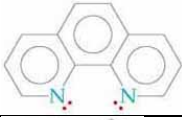
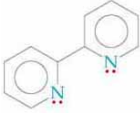
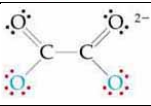
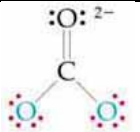
ตารางที่ 7.11 ลิแกนด์และชื่อเรียกของลิแกนด์ประเภทโมโนเดนเทตที่เป็นประจุลบ

ลิแกนด์	ชื่อแอนไอออน	ชื่อลิแกนด์
Br ⁻	โบรไมด์ (bromide)	โบรโม (bromo)
Cl ⁻	คลอไรด์ (chloride)	คลอโร (chloro)
F ⁻	ฟลูออไรด์ (fluoride)	ฟลูออโร (fluoro)
OH ⁻	ไฮดรอกไซด์ (hydroxide)	ไฮดรอกโซ (hydroxo)
CN ⁻	ไซยาไนด์ (cyanide)	ไซยาเนโต (cyanato)
H ⁻	ไฮไดรด์ (hydride)	ไฮไดริโด (hydrido)
O ²⁻	ออกไซด์ (oxide)	ออกโซ (oxo)
NH ₂ ⁻	เอไมด์ (amide)	เอมิโด (amido)
NO ₂ ⁻	ไนโตร (nitro)	ไนตริโต (nitrito)
SCN ⁻	ไธโอไซยาเนต (thiocyanate)	ไธโอไซยาเนโต (thiocyanato)
NCS ⁻	ไธโอไซยาเนต (thiocyanate)	ไอโซไธโอไซยาเนโต (isothiocyanato)

ตารางที่ 7.12 ลิแกนด์และชื่อเรียกของลิแกนด์ประเภทโมโนเดนเทตที่มีประจุเป็นกลาง

ลิแกนด์	ชื่อโมเลกุล	ชื่อลิแกนด์
NH ₃	แอมโมเนียม (ammonia)	แอมมีน (ammine)
H ₂ O	น้ำ (water)	อะควา (aqua)
CO	คาร์บอนมอนอกไซด์ (carbonmonoxide)	คาร์บอนิล (carbonyl)
C ₅ H ₅ N	ไพรีดีน (pyridine)	ไพรีดีน (pyridine)
CH ₃ NH ₂	เมทิลลามีน (methylamine)	เมทิลลามีน (methylamine)

ตารางที่ 7.13 ลิแกนด์และชื่อเรียกของลิแกนด์ประเภทไบเดนเทต

ประจุลิแกนด์	ชื่อลิแกนด์	ตัวย่อ	สูตรโครงสร้าง
0	เอทิลีนไดเอมีน (ethylenediamine)	en	$\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$
	ฟีนันโทรลีน (phenanthroline)	phen	
	ไบไพรีดีน (bipyridine)	bipy	
-2	ออกซาเลโต (oxalato)	-	
	คาร์บอเนโต (carbonato)	-	

การเรียกชื่อสารประกอบเชิงซ้อน

ตามข้อตกลงระหว่างนักเคมีนานาชาติให้ใช้ระบบ IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) ในการเรียกชื่อสารประกอบเชิงซ้อนดังนี้

1) เรียกชื่อแคตไอออนก่อนแอนไอออน เช่นเดียวกับการเรียกชื่อสารประกอบไอออนิก โดยให้ไอออนเชิงซ้อนในโคออร์ดิเนชันสเฟียร์เสมือนเป็นแคตไอออน ส่วนชื่อแอนไอออนให้เรียกตามหลักสารประกอบไอออนิก เช่น

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ ให้เรียกชื่อไอออนเชิงซ้อน $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ก่อน แล้วจึงตามด้วย Cl

ในกรณีที่ไอออนเชิงซ้อนที่มีประจุเป็นลบ ให้เรียกแคตไอออนตามชื่อโลหะแทรนซิชันก่อนแล้วตามด้วยชื่อไอออนเชิงซ้อนตามหลักการเรียกไอออนเชิงซ้อนที่มีประจุเป็นลบ เช่น

$\text{K}_3[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ ให้เรียกชื่อ K^+ ก่อนแล้วจึงตามด้วยไอออนเชิงซ้อน $[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$

2) การเรียกชื่อไอออนเชิงซ้อน (ในโคออร์ดิเนชันสเฟียร์) ให้เรียกชื่อลิแกนด์ก่อนแล้วตามด้วยชื่อของโลหะแทรนซิชัน เช่น

$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ให้เรียกชื่อ NH_3 ก่อน แล้วจึงเรียกชื่อของ Ni^{2+}

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ ให้เรียกชื่อ CN^- ก่อน แล้วจึงเรียกชื่อของ Fe^{3+}

3) การเรียกชื่อลิแกนด์

3.1) ลิแกนด์ที่มีประจุลบ (anionic ligand) ให้เรียกตามชนิดลิแกนด์ ดังตารางที่ 7.11

แอนไอออนที่ลงท้ายด้วย -ไอด์ (-ide) ให้เปลี่ยนคำลงท้ายเป็น -โอ (-o)

แอนไอออนที่ลงท้ายด้วย -เอต (-ate) ให้เปลี่ยนคำลงท้ายเป็น -เอโต (-ato)

แอนไอออนที่ลงท้ายด้วย -ไอด์ (-ite) ให้เปลี่ยนคำลงท้ายเป็น -ไอโต (-ito)

3.2) ลิแกนด์ที่ไม่มีประจุหรือเป็นกลาง (neutral ligand) ให้เรียกชื่อเหมือนกับชื่อโมเลกุล ยกเว้นลิแกนด์ที่เป็นกลางบางชนิดให้เรียกชื่อเฉพาะตัว ดังตารางที่ 7.12

3.3) ลิแกนด์ประเภทไบเดนเทต เรียกตามตารางที่ 7.13

4) ถ้าไอออนเชิงซ้อนมีลิแกนด์ชนิดเดียวกันมากกว่าหนึ่งลิแกนด์ ให้ระบุจำนวนที่ซ้ำกันไว้หน้าชื่อเรียกลิแกนด์ ดังตารางที่ 7.14

ตารางที่ 7.14 จำนวนที่ซ้ำกันของลิแกนด์

จำนวนลิแกนด์ที่ซ้ำกัน	เรียกจำนวนซ้ำ
2	ได (di)
3	ไตร (tri)
4	เตตระ (tetra)
5	เพนตะ (penta)
6	เฮกซะ (hexa)

เช่น $(\text{CN})_6$ เรียก hexacyano
 $(\text{C}_2\text{O}_4)_3$ เรียก trioxalato

แต่ถ้าเป็นลิแกนด์ประเภทโพลีเดนเทต (ลิแกนด์ที่สามารถเกิดพันธะกับไอออนได้ตั้งแต่ 2 ตำแหน่งขึ้นไปใน 1 ลิแกนด์) ให้เรียกจำนวนซ้ำกันดังตารางที่ 7.15

ตารางที่ 7.15 จำนวนที่ซ้ำกันของลิแกนด์ประเภทโพลีเดนเทต

จำนวนลิแกนด์ที่ซ้ำกัน	เรียกจำนวนซ้ำ
2	บิส (bis)
3	ทริส (tris)
4	เตตระกิส (tetrakis)

เช่น $(\text{en})_2$ เรียก bisethylenediamine

5) ถ้าไอออนเชิงซ้อนมีประจุเป็นลบ ชื่อโลหะแทรนซิชันให้เปลี่ยนคำลงท้ายเป็น -เอต (-ate) ดังตารางที่ 7.16 และใส่เลขออกซิเดชันเป็นเลขโรมันไว้ในวงเล็บหลังชื่อของโลหะแทรนซิชัน

ตารางที่ 7.16 ชื่อโลหะแทรนซิชันในไอออนเชิงซ้อนที่มีประจุลบ

โลหะแทรนซิชัน	ชื่อโลหะแทรนซิชัน	ชื่อเรียกโลหะแทรนซิชันในไอออนเชิงซ้อน
Al	อะลูมิเนียม (aluminium)	อะลูมิเนต (aluminate)
Cr	โครเมียม (chromium)	โครเมต (chromate)
Mn	แมงกานีส (manganese)	แมงกานेट (manganate)
Ni	นิกเกิล (nickel)	นิกเกิลเลต (nickelate)
Co	โคบอลต์ (cobalt)	โคบอลเตต (cobaltate)
Zn	สังกะสี (zinc)	ซิงเกต (zincate)
Mo	โมลิบดีนัม (molybdenum)	โมลิบดีเนต (molybdate)
W	ทังสเตน (tungsten)	ทังเกตเตต (tungatate)

โลหะแทรนซิชันที่มีชื่อเรียกเป็นภาษาละติน ให้ใช้ภาษาละตินและลงท้ายด้วย -เอต (-ate) ดังตารางที่ 7.17

ตารางที่ 7.17 โลหะแทรนซิชันที่มีชื่อเรียกเป็นภาษาละติน

โลหะ แทรนซิชัน	ชื่อธาตุแทรนซิชัน		ชื่อเรียกโลหะแทรนซิชัน ในไอออนเชิงซ้อน
	ภาษาอังกฤษ	ภาษาละติน	
Fe	iron	ferrum	เฟอเรต (ferrate)
Cu	copper	cuprum	คิวเปรต (cuprate)
Au	gold	aurum	ออเรต (aurate)
Ag	silver	argentum	อาร์เจนเตต (argentate)
Pb	lead	plumbum	พลัมเบต (plumbate)
Sn	tin	stannum	สแตนเนต (stannate)

เช่น $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ เรียกว่า hexacyanoferrate(III) ion
 $[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$ เรียกว่า trisoxalatocobaltate(II) ion
 $[\text{Cr}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$ เรียกว่า hexanitrochromate(III) ion

หมายเหตุ โลหะแทรนซิชันที่ต้องชื่อเรียกเป็นภาษาละติน ในกรณีที่เป็นไอออนเชิงซ้อนประจุลบเท่านั้น

5) ไอออนเชิงซ้อนที่มีประจุบวกและเป็นกลาง ให้อ่านชื่อของโลหะแทรนซิชันตามชื่อธาตุเดิมและไม่ต้องเปลี่ยนคำลงท้าย และใส่เลขออกซิเดชันเป็นเลขโรมันไว้ในวงเล็บหลังชื่อของโลหะแทรนซิชัน

เช่น $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ เรียกว่า tetraammine copper(II) ion
 $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ เรียกว่า hexaaqua cobalt(III) ion
 $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ เรียกว่า hexaaqua chromium(III) ion

6) ไอออนเชิงซ้อนที่มีลิแกนด์มากกว่า 2 ชนิด

(1) ถ้าเป็นลิแกนด์ประเภทเดียวกัน คือมีประจุลบหรือไม่มีประจุเหมือนกัน เรียกชื่อลิแกนด์ตามลำดับอักษรภาษาอังกฤษ เช่น

$[\text{Fe}(\text{NH}_3)_4\text{CO}]^{2+}$ เรียกว่า tetraamminecarbonyl iron(II) ion

(2) ถ้าเป็นลิแกนด์คนละประเภท เรียกชื่อลิแกนด์ในไอออนเชิงซ้อนตามลำดับดังนี้ ลิแกนด์ที่มีประจุลบ ลิแกนด์ที่ไม่มีประจุ และลิแกนด์ที่มีประจุบวก ตามลำดับ เช่น

$[\text{Co}(\text{CN})_5\text{H}_2\text{O}]^{3+}$ เรียกว่า pentacyanoaqua cobalt(II) ion
 $[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{CO}]^{2+}$ เรียกว่า pentacyanocarbonyl iron(III) ion

ตัวอย่าง 7.29 เรียกชื่อสารประกอบโคออร์ดิเนชันต่อไปนี้

- 1) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ diamminesilver(I) ion
- 2) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$ dichlorotetraamminecobalt(II) ion
- 3) $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{NO}_2)_6]$ sodium hexanitrochromate(III)
- 4) $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ dicyanoargentate(I) ion
- 5) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$ sulfatopentaaminechromium(III) bromide

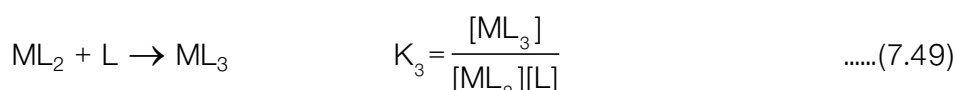
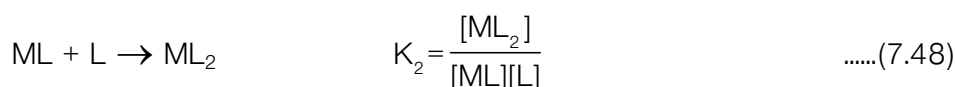
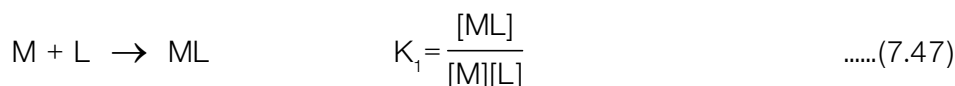
ตัวอย่าง 7.30 เขียนสูตรสารประกอบโคออร์ดิเนชันจากชื่อเรียกต่อไปนี้

- 1) hexacyanoferrate(II) ion $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$
- 2) dichlorotetraamineplatinum(IV) chloride $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$
- 3) sodium tetracyanocobaltate(II) $\text{Na}_2[\text{Co}(\text{CN})_4]$
- 4) bis(ethylenediamine)cobalt(II) chloride $[\text{Co}(\text{en})_2]\text{Cl}_2$
- 5) hexacarbonylchromium(0) ion $[\text{Cr}(\text{CO})_6]$

สมดุลของไอออนเชิงซ้อน

ค่าคงที่สมดุลของไอออนเชิงซ้อน มีลักษณะเดียวกับสมดุลเคมีของปฏิกิริยาเคมีทั่วไป สำหรับสมดุลไอออนเชิงซ้อน ค่าคงที่สมดุลของไอออนเชิงซ้อน เขียนแทนด้วย K_f โดยค่า K_f จะบอกถึงการเกิดเป็นสารประกอบเชิงซ้อนระหว่างอะตอมกลางและลิแกนด์

สมมติ M เป็นอะตอมกลาง และ L เป็นลิแกนด์ประเภทโมโนเดนเทต เขียนสมการได้ดังนี้

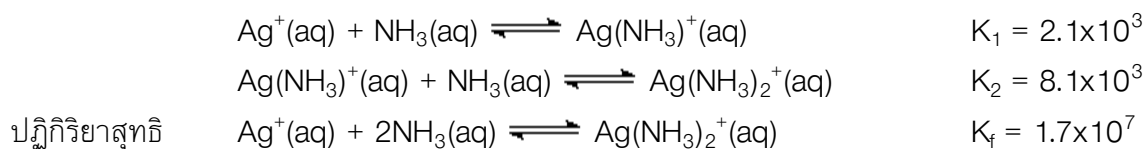


เมื่อ K_1, K_2, K_3 เป็นค่าคงที่สมดุลของการเกิดไอออนเชิงซ้อนแต่ละขั้น (stepwise) ของไอออนโลหะ M ค่าคงที่สมดุลของการเกิดไอออนเชิงซ้อนรวม (overall) เขียนได้เป็น

$$K_f = K_1 K_2 K_3 \quad \text{.....(7.50)}$$

ค่า K_f คือ ค่าคงที่สมดุลของการเกิดไอออนเชิงซ้อนของโลหะแคตไอออน (formation constant หรือ stability constant) ถ้ามีค่า K_f มาก แสดงว่าโลหะแคตไอออนชอบเกิดเป็นไอออนเชิงซ้อน ไอออนเชิงซ้อนนั้นๆ มีความเสถียรมาก

เพื่อป้องกันความสับสนระหว่างเครื่องหมายความเข้มข้นในสมการค่าคงที่สมดุล (K_f) กับเครื่องหมายโคออร์ดิเนชันสเฟียร์ในสารประกอบเชิงซ้อน ปฏิกิริยาการเกิดไอออนเชิงซ้อนจึงเขียนเฉพาะไอออนเชิงซ้อน เช่น การเกิดไอออนเชิงซ้อนของ $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ จะเกิดขึ้นทีละขั้นตอน ดังนี้



การคำนวณค่า K_f ของการเกิดไอออนเชิงซ้อนของ $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ จากสมการเกิดไอออนเชิงซ้อนทั้งสองขั้น คือ

$$K_1 = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]} = 2.1 \times 10^3$$

$$K_2 = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)^+][\text{NH}_3]} = 8.1 \times 10^3$$

$$K_f = K_1 K_2 = \left(\frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]} \right) \left(\frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)^+][\text{NH}_3]} \right) = (2.1 \times 10^3)(8.1 \times 10^3)$$

$$K_f = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2} = 1.7 \times 10^7$$

ปฏิกิริยาการแตกตัวของไอออนเชิงซ้อน เป็นปฏิกิริยาย้อนกลับของปฏิกิริยาการเกิดไอออนเชิงซ้อน ตัวอย่าง ปฏิกิริยาการแตกตัวของไอออนเชิงซ้อน



สามารถเขียนสมการค่าคงที่สมดุลการแตกตัวของไอออนเชิงซ้อนได้ดังนี้

$$K_d = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} \quad \text{.....(7.51)}$$

เมื่อ K_d = ค่าคงที่การแตกตัวของไอออนเชิงซ้อน (dissociation constant of complex ion)

ถ้า K_d มีค่ามากแสดงว่า ไอออนเชิงซ้อนแตกตัวได้ดี แสดงความเสถียรของไอออนเชิงซ้อนมีค่าน้อย กล่าวคือ อะตอมกลางและลิแกนด์ไม่ชอบเกิดเป็นไอออนเชิงซ้อน ดังนั้น ค่า K_d จึงเป็นส่วนกลับของค่า K_f ดังนี้

$$K_d = \frac{1}{K_f} \quad \text{.....(7.52)}$$

ค่าคงที่สมดุลของการเกิดไอออนเชิงซ้อนในน้ำของไอออนเชิงซ้อนบางชนิด แสดงดังตารางที่ 7.18

ตารางที่ 7.18 ค่าคงที่สมดุลของการเกิดไอออนเชิงซ้อนในน้ำที่ 25°C

ไอออนเชิงซ้อน	สมการสมดุล	K_f
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2\text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+(\text{aq})$	1.7×10^7
$\text{Ag}(\text{CN})_2^-$	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2\text{CN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{CN})_2^-(\text{aq})$	1.0×10^{21}
$\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}(\text{aq})$	2.9×10^{13}
CdBr_4^{2-}	$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{Br}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CdBr}_4^{2-}(\text{aq})$	5.0×10^{13}
$\text{Cr}(\text{OH})_4^-$	$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 4\text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{OH})_4^-(\text{aq})$	8.0×10^{29}
$\text{Co}(\text{SCN})_4^{2-}$	$\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{SCN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Co}(\text{SCN})_4^{2-}(\text{aq})$	1.0×10^3
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}(\text{aq})$	5.0×10^{12}
$\text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{CN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}(\text{aq})$	1.0×10^{25}
$\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 6\text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+}(\text{aq})$	1.2×10^9
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 6\text{CN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}(\text{aq})$	1.0×10^{35}
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 6\text{CN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}(\text{aq})$	1.0×10^{42}

แบบฝึกหัด

1. จงบอกสารต่อไปนี้เป็นกรดหรือเบส ตามทฤษฎีกรด-เบสใด

- | | | |
|--|---------------------------------|------------|
| 1) $\text{Ba(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$ | Ba(OH)_2 เป็น | ทฤษฎี..... |
| 2) $\text{NH}_4^+ \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}^+$ | NH_4^+ เป็น | ทฤษฎี..... |
| 3) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ | NH_3 เป็น | ทฤษฎี..... |
| | H_2O เป็น | ทฤษฎี..... |
| 4) $\text{BH}_3 + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{BH}_3\text{NH}_3$ | BH_3 เป็น | ทฤษฎี..... |
| | NH_3 เป็น | ทฤษฎี..... |
| 5) $\text{AlF}_3 + 3\text{F}^- \rightleftharpoons \text{AlF}_6^{3-}$ | AlF_3 เป็น | ทฤษฎี..... |

2. จงเขียนสมการ เมื่อสารต่อไปนี้ทำปฏิกิริยากับน้ำ

- 1) $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots\dots\dots$
- 2) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots\dots\dots$
- 3) $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots\dots\dots$
- 4) $\text{HOOC-COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots\dots\dots$
- 5) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots\dots\dots$

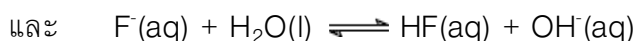
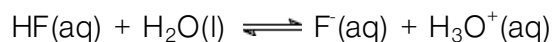
3. จงหาค่าความเข้มข้นของ H^+ จากการแตกตัวของกรดต่อไปนี้

- 1) HCN เข้มข้น 2.5 mol/L ($K_a = 6.4 \times 10^{-10}$)
- 2) HNO_2 เข้มข้น 0.01 mol/L ($K_a = 4.0 \times 10^{-4}$)

4. จงหาร้อยละการแตกตัวของสารต่อไปนี้

- 1) CH_3COOH เข้มข้น 0.25 mol/L มีค่า $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$
- 2) NH_3 เข้มข้น 0.25 mol/L มีค่า $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

5. จากปฏิกิริยา



- 1) จงเขียนสมการแสดงค่า K_a ของ HF และสมการแสดงค่า K_b ของ F^-
- 2) จงเขียนพิสูจน์ว่า $K_a K_b = 10^{-14}$

6. จงคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลาย CH_3COOH ซึ่งมี $[\text{H}^+] = 4.2 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$)

7. จงหาค่า pH ของสารละลายต่อไปนี้

- 1) HCl เข้มข้น 0.020 mol/L
- 2) CH_3COOH เข้มข้น 0.50 mol/L
- 3) KOH เข้มข้น 0.050 mol/L
- 4) NH_3 เข้มข้น 0.050 mol/L

8. สารละลายกรดอ่อน HA เข้มข้น 0.01 mol/L มี pH=4 จงหาค่า K_a

9. จงหา $[\text{H}^+]$ และ $[\text{OH}^-]$ ของสารละลายที่มีค่า pH=3.80

10. จงคำนวณหา pH ของสารละลายที่เกิดจากการไทเทรตระหว่าง CH_3COOH เข้มข้น 0.10 mol/L จำนวน 50.0 mL และ NaOH เข้มข้น 0.10 mol/L เมื่อเติม NaOH
- 1) เติม 10.0 mL
 - 2) เติม 50.0 mL
 - 3) เติม 50.1 mL
11. จงคำนวณปริมาตรของสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.10 mol/L สำหรับการไทเทรตสารละลายต่อไปนี้ จึงจะถึงจุดสมมูล
- 1) สารละลาย HCl เข้มข้น 0.09 mol/L ปริมาตร 25 mL
 - 2) สารละลาย CH_3COOH เข้มข้น 0.24 mol/L ปริมาตร 15 mL
 - 3) สารละลาย H_2SO_4 เข้มข้น 0.04 mol/L ปริมาตร 50 mL
12. จงคำนวณหา pH ของการไฮโดรไลซิสของเกลือ NH_4Cl เข้มข้น 0.10 mol/L (K_b ของ $\text{NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$)
13. จงคำนวณหา $[\text{OH}^-]$, $[\text{H}^+]$ และ pH ของสารละลาย CH_3COONa เข้มข้น 0.01 mol/L ถ้า $K_a = 5.6 \times 10^{-10}$
14. การละลายของ $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$ เท่ากับ $4.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ ที่ 25°C จงคำนวณ K_{sp}
15. จงคำนวณความเข้มข้นของ Ag^+ และ CrO_4^{2-} ในสารละลายอิ่มตัวของ Ag_2CrO_4 ที่ 25°C
16. จงคำนวณหาค่าการละลายเป็นกรัมต่อ 100 mL ของ $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ซึ่งมีค่า $K_{sp} = 8.52 \times 10^{-20}$
17. จงอธิบายวิธีการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์ pH 6.0 ปริมาตร 100 mL ระหว่าง CH_3COOH เข้มข้น 0.50 mol/L ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$) และ CH_3COONa เข้มข้น 0.50 mol/L
18. จงเรียกชื่อสารโคออร์ดิเนชันต่อไปนี้
- 1) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$
 - 2) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Br}_3$
 - 3) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
 - 4) $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4$
 - 5) $\text{Fe}(\text{CO})_5$
19. จงเรียกชื่อสารโคออร์ดิเนชันต่อไปนี้
- 1) hexaammineiron(III) nitrate
 - 2) chloroaminocobalt(III) ion
 - 3) tetraaminezinc(II) ion
 - 4) hexacyanoferrate(II)
 - 5) potassium tetracyanonickellate(0)
20. จงคำนวณความสามารถในการละลายของ AgCl ในสารละลาย NH_3 เข้มข้น 1 mol/L ปริมาตร 1 L ที่ 25°C ซึ่งจะเกิดเป็นสารประกอบเชิงซ้อน