

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 14

หน่วยเรียนที่ 7 กรด-เบส และสมดุลไอออน
บทเรียนที่ 7.1 สมดุลกรด-เบส

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจสมดุลกรด-เบส

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายนิยามกรด-เบส
2. คำนวณเกี่ยวกับค่าคงที่การแตกตัวของกรด-เบส
3. คำนวณเกี่ยวกับค่า pH
4. คำนวณเกี่ยวกับการไทเทรตกรด-เบส

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย
2. กิจกรรม

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

เอกสารประกอบการสอน

เอกสาร powerpoint

http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=137

<http://facebook.com/chemographics>

<http://slideshare.net/woravith>

การวัดผล

1. การสอบย่อย/การสอบกลางภาค/การสอบปลายภาค
2. การประเมินจากผลงานที่มอบหมาย/กิจกรรม

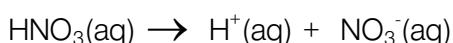
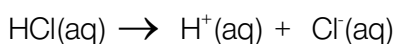
หน่วยเรียนที่ 7 กรด-เบส และสมดุลไอออน

บทเรียนที่ 7.1 สมดุลกรด-เบส

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

นิยามของอาร์เรเนียสมีข้อจำกัด 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 สปีชีส์ที่ใช้แสดงความเป็นกรดของสาร จะแสดงเป็น H^+ เพื่อให้ง่ายต่อการทำให้สมการสมดุลและการคำนวณค่า แต่มีบางส่วนที่แสดงเป็น H_3O^+ เพื่อแสดงสมการเคมีที่สมบูรณ์

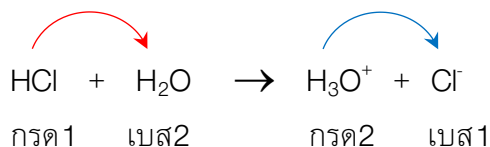
นิยามของเบรินสเตดและลาวรี

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

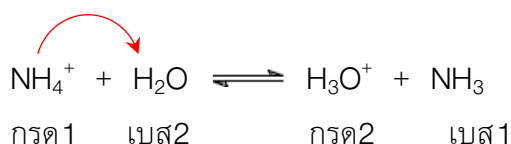
กรด หมายถึง สารที่ให้ H^+ แก่สารอื่น

เบส หมายถึง สารที่รับ H^+ จากสารอื่น

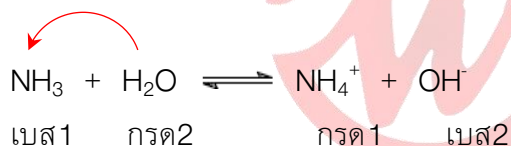
ในการพิจารณาสมบัติกรด-เบสตามนิยามเบรินสเต็ดและลาวรี จะต้องพิจารณาสองส่วนควบคู่กัน คือ สารที่เป็นกรดหรือเบส และสปีชีส์ที่มีการเปลี่ยนแปลงว่ามี H^+ เพิ่มขึ้น หรือลดลง เช่น



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 อาจจะมีคู่กรด-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)

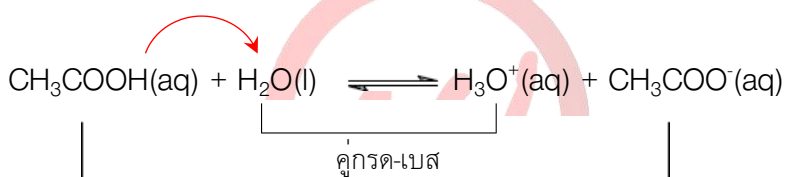
H_2O ว่า คู่เบสของ H_3O^+ (กรด)

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

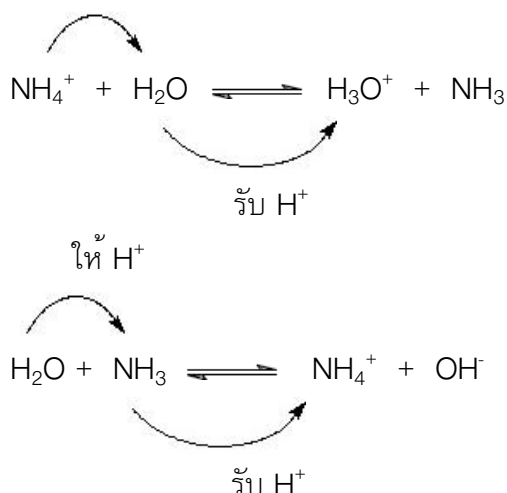
คู่เบสของ H_3O^+ คือ H_2O

ตัวอย่าง 7.2 เขียนปฏิกิริยาการแตกตัวของสารต่อไปนี้ให้สมบูรณ์



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

ให้ H^+



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	เปอร์คลอเรตไอออน
กรดไฮโดรไอโอดิก	ไอโอดेटไอออน
กรดไฮโดรโบรมิก	โบรมेटไอออน
กรดไฮโดรคลอริก	คลอไรด์ไอออน
กรดไนตริก	ไนเตรตไอออน
กรดซัลฟิวริก	ไฮโดรเจนซัลเฟตไอออน
ไฮโดรเนียมไอออน	น้ำ
ไฮโดรเจนซัลเฟตไอออน	ซัลเฟตไอออน
กรดไนตริก	ไนตริกไอออน
กรดแอสติก	แอสเตตไอออน
กรดคาร์บอนิก	ไบคาร์บอเนตไอออน
แอมโมเนียมไอออน	แอมโมเนีย
ไบคาร์บอเนตไอออน	คาร์บอเนตไอออน
น้ำ	ไฮดรอกไซด์ไอออน
เมทานอล	เมทอกไซด์ไอออน
แอมโมเนีย	เอไมด์ไอออน

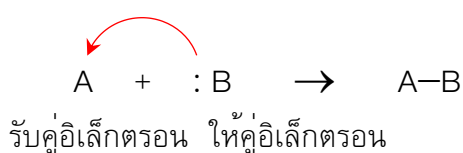
นิยามของลิวอิส

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

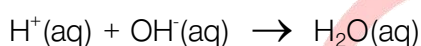
กรด หมายถึง สารที่สามารถรับคู่อิเล็กตรอนจากสารอื่น เรียกว่า กรดลิวอิส (Lewis acid)

เบส หมายถึง สารที่สามารถให้คู่อิเล็กตรอนแก่สารอื่น เรียกว่า เบสลิวอิส (Lewis base)

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

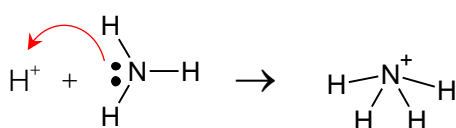


ตัวอย่างปฏิกิริยากรด-เบส ตามนิยามของลิวอิส คือ ปฏิกิริยาระหว่าง H^+ กับ OH^-



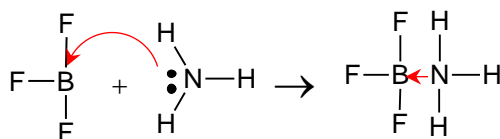
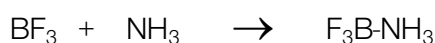
ตามนิยามของลิวอิส OH^- เป็นเบส เรียกว่า เบสลิวอิส เพราะทำหน้าที่ให้คู่อิเล็กตรอนแก่ H^+ ดังนั้น H^+ จึงเป็นกรด เรียกว่ากรดลิวอิส เพราะเป็นตัวรับคู่อิเล็กตรอน

ตัวอย่างปฏิกิริยาระหว่าง NH_3 กับ H^+



กรดลิวอิส เบสลิวอิส

ตัวอย่างปฏิกิริยาระหว่าง BF_3 และ NH_3



กรดลิวอิส เบสลิวอิส

ในทั้งสองกรณีนี้ NH_3 เป็นเบสลิวิต เพราะให้คู่อิเล็กตรอนกับ H^+ และ BF_3 ในการเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ ดังนั้น H^+ และ BF_3 จึงเป็นกรดลิวิต เพราะสามารถรับคู่อิเล็กตรอนจาก NH_3

หมายเหตุ ในการศึกษาเกี่ยวกับกรด-เบส ในระดับนี้ นิยามที่ใช้มากคือ นิยามของอาร์เรเนียส และนิยามของเบรินสเต็ดและลาวรี

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

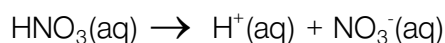
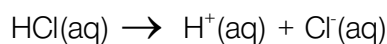
ในกรณีที่เป็นกรดแก่หรือเบสแก่ การแตกตัวเป็นไอออน (H^+ หรือ OH^-) เกิดขึ้นอย่างสมบูรณ์

ในกรณีที่เป็นกรดอ่อนหรือเบสอ่อน การแตกตัวเป็นไอออน (H^+ หรือ OH^-) เกิดขึ้นอย่างไม่สมบูรณ์ ดังนั้น ณ ภาวะสมดุล จะมีทั้งสปีชีส์ H^+ หรือ OH^- ที่แตกตัวไป และยังคงกรดอ่อน หรือเบสอ่อนที่แตกตัวไม่หมด การแตกตัวกรดอ่อนหรือเบสอ่อนจึงสามารถแสดงได้ด้วยค่าคงที่สมดุลการแตกตัว

การแตกตัวของกรด-เบส

1) การแตกตัวของกรดแก่-เบสแก่

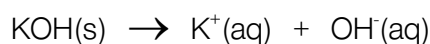
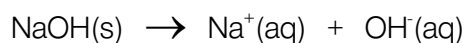
กรดแก่ (strong acid) หมายถึง กรดที่สามารถแตกตัวเป็น H^+ ได้อย่างสมบูรณ์ (100%) ซึ่งกรดแก่จะแตกตัวให้ H^+ ได้ทั้งหมด ดังนั้น ความเข้มข้นของ H^+ ที่เกิดจากการแตกตัวจะเท่ากับความเข้มข้นเริ่มต้นของกรดแก่ นั้น เช่น



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

$[\text{H}^+]_{\text{แตกตัว}} = [\text{HNO}_3]_{\text{เริ่มต้น}}$

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

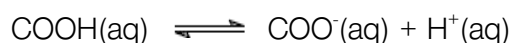
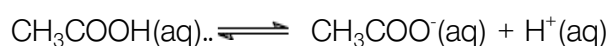


$$\text{ดังนั้น } [\text{OH}^-]_{\text{แตกตัว}} = [\text{NaOH}]_{\text{เริ่มต้น}}$$

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

2) การแตกตัวของกรดอ่อน-เบสอ่อน

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



$$\text{ดังนั้น } [\text{H}^+]_{\text{แตกตัว}} < [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{เริ่มต้น}}$$

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

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



$$\text{ดังนั้น } [\text{OH}^-]_{\text{แตกตัว}} < [\text{NH}_3]_{\text{เริ่มต้น}}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{แตกตัว}} < [\text{NH}_2]_{\text{เริ่มต้น}}$$

การบอกปริมาณ $[\text{H}^+]$ และ $[\text{OH}^-]$ ที่เกิดจากการแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อนนิยมบอกเป็นร้อยละเรียกว่า ร้อยละการแตกตัว ดังนี้

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

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

การคำนวณร้อยละการแตกตัวของกรดหรือเบสได้นั้นจะต้องรู้ความเข้มข้นของ H^+ หรือ OH^- ที่แตกตัว ณ ภาวะสมดุล ในการคำนวณหาความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุล ทำได้โดยเขียนภาวะ 3 ภาวะคือ ภาวะ

เริ่มต้น ภาวะเปลี่ยนแปลง และภาวะสมดุล (รายละเอียดและขั้นตอนการคำนวณกล่าวมาแล้วในหน่วยเรียนที่ 6 บทเรียนสมดุลเคมี)

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

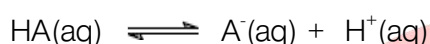
$$\% \text{การแตกตัวของ HA} = \frac{6.4 \times 10^{-3} \text{ mol/L}}{2.50 \text{ mol/L}} \times 100 = 0.26\%$$

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



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

เมื่อ K_a = ค่าคงที่ของการแตกตัวของกรดอ่อน

กรณีของเบสอ่อน สมมติให้ B⁻ เป็นเบสอ่อน ปฏิริยาการแตกตัวของเบสอ่อน คือ



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

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
แอสिटิก	CH ₃ COOH	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	COOH	1.8×10^{-4}	ไนไตรต์ไอออน	NO ₂ ⁻	2.2×10^{-11}
เบนโซอิก	C ₆ H ₅ 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 ₂ CO ₃	4.2×10 ⁻⁷	ซัลเฟตไอออน	SO ₄ ²⁻	8.3×10 ⁻¹³
ไนตริก	HNO ₂	4.5×10 ⁻⁴	ฟลูออไรด์ไอออน	F ⁻	1.4×10 ⁻¹¹
ซัลฟิวริก	H ₂ SO ₄	สูงมาก	ยูเรีย	C ₂ H ₄ CO	1.5×10 ⁻¹⁴

หลักในการพิจารณาความแรงของกรด-เบส จากค่า K_a และ K_b

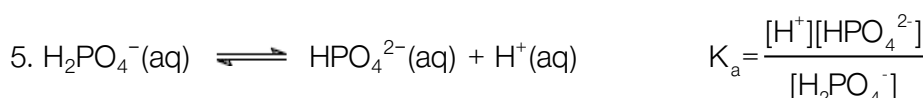
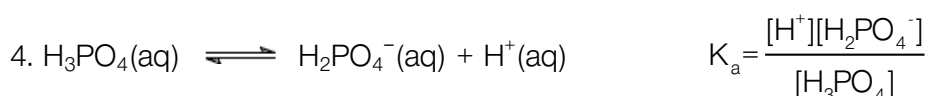
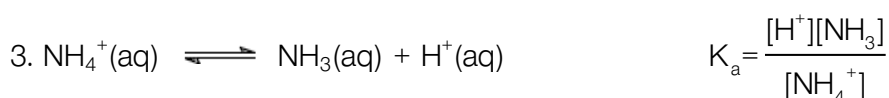
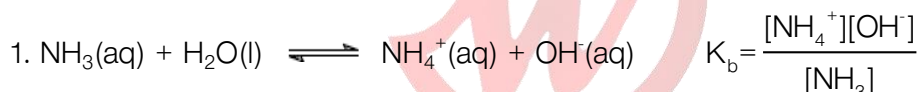
1) กรดอ่อนที่มีค่า K_a สูงกว่าจะแตกตัวได้มากกว่า และจะมีความแรงมากกว่ากรดอ่อนที่มีค่า K_a ต่ำกว่า เช่น CH₃COOH มีค่า K_a=1.8×10⁻⁵ จะมีความแรงมากกว่า H₂CO₃ ที่มีค่า K_a=4.2×10⁻⁷ หมายความว่า CH₃COOH จะแตกตัวได้มากกว่า H₂CO₃ ณ สภาวะเดียวกัน

2) เบสอ่อนที่มีค่า K_b สูงกว่าจะแตกตัวได้มากกว่า และจะมีความแรงมากกว่าเบสอ่อนที่มีค่า K_b ต่ำกว่า เช่น NH₃ มีค่า K_b=1.8×10⁻⁵ จะมีความแรงมากกว่ายูเรีย C₂H₄CO ที่มีค่า K_a=1.5×10⁻¹⁴

3) กรดอ่อนต่างชนิดกันที่มีความเข้มข้นเท่ากัน กรดอ่อนที่มีร้อยละการแตกตัวสูงกว่าจะมีความแรงมากกว่า ส่วนกรณีเบสอ่อนเป็นทำนองเดียวกัน

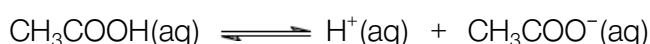
4) กรดอ่อนต่างชนิดกันที่มีความเข้มข้นต่างกัน และมีร้อยละการแตกตัวเท่ากัน กรดอ่อนที่มีความเข้มข้นสูงกว่าจะมีความแรงมากกว่า ส่วนกรณีเบสอ่อนเป็นทำนองเดียวกัน

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 CH₃COOH โดยสมมติความเข้มข้นเริ่มต้นเท่ากับ C_a mol/L



[] 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

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

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

ตัวแปร x ในภาวะสมดุล ก็คือ $[H^+]$

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

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

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

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

ตัวแปร x ในภาวะสมดุล ก็คือ $[OH^-]$

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

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

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

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

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

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

ดังนั้น ความเข้มข้นของ H_3O^+ ที่แตกตัวเท่ากับ 4.0×10^{-5} mol/L

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

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

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

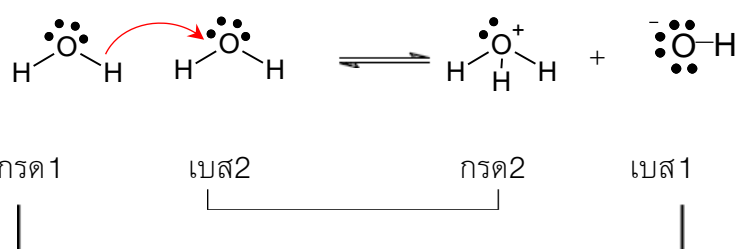
$$[OH^-] = \sqrt{(1.8 \times 10^{-5})(2.50)} = 6.7 \times 10^{-3}$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของ OH^- ที่แตกตัวเท่ากับ 6.7×10^{-3} mol/L

การแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ

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

ปฏิกิริยาการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ คือ



ค่าคงที่สมดุลของการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ เขียนได้เป็น

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

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 $[OH^-] = [H^+]$ เขียนได้เป็น

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

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

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

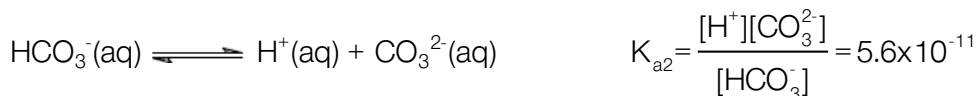
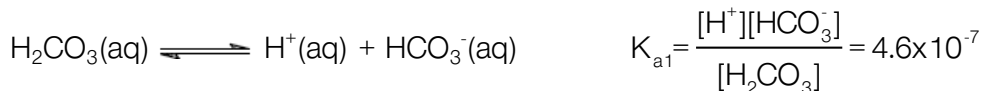
กรดโพลีโปรติก (polyprotic acid) หรือกรดหลายโปรตอน คือกรดบางชนิดที่ในหนึ่งโมเลกุลสามารถแตกตัวให้ H^+ ได้มากกว่าหนึ่งตัว กรดโพลีโปรติกที่พบบ่อย ประกอบด้วย

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

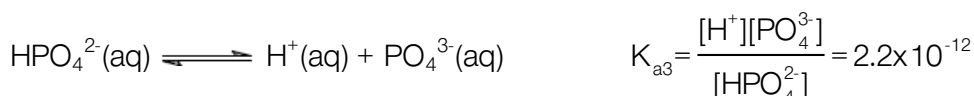
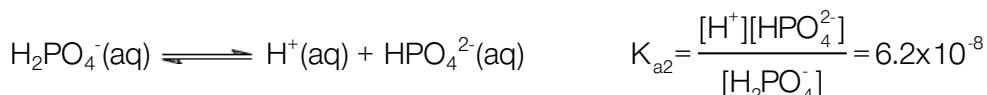
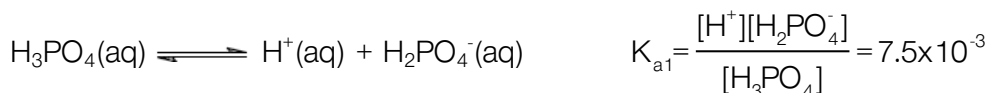
2) กรดสามโปรตอน (triprotic acid) คือกรดที่แตกตัวให้ H^+ ได้สามครั้ง เช่น H_3PO_4

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 ชั้น คือ



ข้อสังเกต ในการแตกตัวของกรดโพลีโปรติกในชั้นที่สองจะมีค่าคงที่การแตกตัว (K_{a2}) น้อยกว่าการแตกตัวในชั้นแรกเสมอ ทั้งนี้เพราะในชั้นที่สอง H^+ จะต้องแยกจากไอออนที่มีประจุลบย่อมต้องมีแรงดึงดูดระหว่างไอออนทั้งสอง ถ้าคิดโดยประมาณอาจกล่าวได้ว่า H^+ ทั้งหมดในสารละลายมาจากการแตกตัวในชั้นแรก ค่าคงที่ของการแตกตัวแต่ละชั้นของกรดโพลีโปรติก 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}	
ซัลไฟวรัส	H_2SO_3	1.7×10^{-2}	6.4×10^{-8}	4.2×10^{-13}
ซัลไฟวริก	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 $[H^+]$ โดยพิจารณาจากค่าคงที่สมดุลของกรดอ่อน

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

	$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$	
[] เริ่มต้น	0.10	0 0
[] เปลี่ยนแปลง	-x	+x +x
[] ที่สมดุล	0.10-x	x x

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

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

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

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

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

ตัวแปร x คือ $[H^+]$

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

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} = \frac{1.34 \times 10^{-3}}{0.10} \times 100 = 1.34\%$$

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

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

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

$$x = 1.34 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

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 โดยใช้การแก้สมการกำลังสอง 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 สมมติการคำนวณโดยใช้วิธีประมาณค่า โดยสมมติให้ x น้อยกว่า 0.0010 มากๆ จะได้เป็น

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

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

จะเห็นได้ว่า $[H^+]$ ที่ได้จากวิธีประมาณค่าและการแก้สมการกำลังสองแตกต่างกันประมาณ 10 เท่า

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

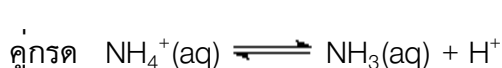
ปฏิกิริยาการแตกตัว	$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$
[] เริ่มต้น	0.10 0 0
[] เปลี่ยนแปลง	-1.5×10^{-3} 1.5×10^{-3} 1.5×10^{-3}
[] ที่สมดุล	$0.10 - (1.5 \times 10^{-3})$ 1.5×10^{-3} 1.5×10^{-3}

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

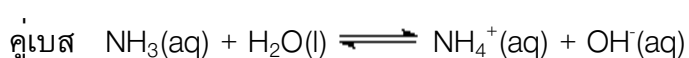
$$K_b = \frac{(1.5 \times 10^{-3})(1.5 \times 10^{-3})}{0.10 - (1.5 \times 10^{-3})} = 2.28 \times 10^{-5}$$

ความสัมพันธ์ระหว่างค่า K_a , K_b และ K_w

พิจารณาคู่กรด-เบส $NH_4^+ - NH_3$



$$K_a = \frac{[NH_3][H^+]}{[NH_4^+]}$$



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

$$K_a K_b = \left(\frac{[NH_3][H^+]}{[NH_4^+]} \right) \left(\frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \right) \quad \dots (7.17)$$

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

จาก $K_w = [H^+][OH^-]$

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 $[H^+]$ เท่ากับ $1.0 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$ เพื่อความสะดวกจึงใช้ค่า pH แทนตัวเลขความเข้มข้นของ H^+ โดยให้คำจำกัดความของ pH ว่าเป็นฟังก์ชันลอการิทึม (logarithmic function) ของ $[H^+]$ และเพื่อให้ค่าที่ได้เป็นค่าบวกตลอดมาตรวจวัด จึงกำหนดให้ pH เป็นค่า $-\logarithm$

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

ในทำนองเดียวกับ 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 $[H^+] = 2.0 \times 10^{-3}$ mol/L

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

ตัวอย่าง 7.13 จงคำนวณหา pH ของสารละลาย NaOH เข้มข้น 5.0×10^{-4} mol/L

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

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

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

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

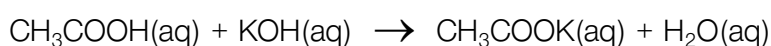
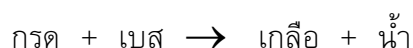
จาก $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$

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

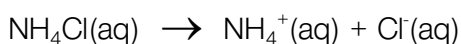
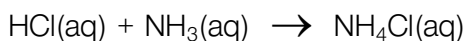
7.1.4 การไทเทรตกรด-เบส

ปฏิกิริยากรด-เบส

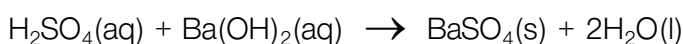
ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นระหว่างกรดกับเบสโดยส่วนใหญ่ได้ผลิตภัณฑ์เป็นเกลือกับน้ำ เรียกปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสที่เป็นเกลือกับน้ำว่า ปฏิกิริยาสะเทิน หรือปฏิกิริยาทำให้เป็นกลาง (neutralization reaction) สมการทั่วไป



แต่จะมีบางปฏิกิริยาที่ได้เกลือเพียงอย่างเดียว เช่นปฏิกิริยาระหว่าง HCl กับ NH₃ ได้เกลือ NH₄Cl ซึ่งเกลือ NH₄Cl จะแตกตัวให้ NH₄⁺ และ Cl⁻ ดังสมการ



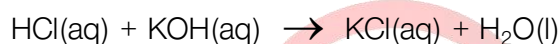
หรือปฏิกิริยาระหว่าง H₂SO₄ กับ Ba(OH)₂ จะได้ตะกอน BaSO₄ กับน้ำ



สารละลาย H₂SO₄ และสารละลาย BaSO₄ นำไฟฟ้าได้ แต่เมื่อนำมาผสมเข้าด้วยกันแล้ว สารละลายที่ได้ไม่สามารถนำไฟฟ้าได้เพราะ BaSO₄ เป็นของแข็งที่ละลายน้ำได้น้อยมาก จึงไม่มีไอออนที่จะนำไฟฟ้าได้

ปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส แบ่งออกได้ตามชนิดของกรดและเบส ดังนี้

1) ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่-เบสแก่ เช่น



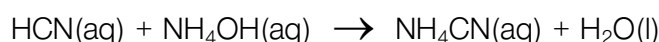
2) ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่-เบสอ่อน เช่น



3) ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อน-เบสแก่ เช่น



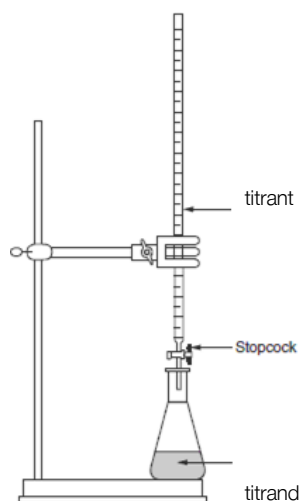
4) ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อน-เบสอ่อน เช่น



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 เมื่อปฏิกิริยาเกิดขึ้นอย่างสมมูลกันจะอาศัยการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ในสารละลาย ปริมาตรไทแทรนต์ที่ใช้สามารถคำนวณความเข้มข้นไทแทรนต์ได้โดยอาศัยปริมาณสัมพันธ์เคมีของปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส



ภาพที่ 7.1 การติดตั้งอุปกรณ์การไทเทรต

แบบฝึกหัด

1. จงบอกสารต่อไปนี้เป็นกรดหรือเบส ตามทฤษฎีกรด-เบสใด

- | | | |
|--|---------------------------------|------------|
| 1) $\text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$ | 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) $\text{AlF}_3 + 3\text{F}^- \rightarrow \text{AlF}_6^{3-}$ | 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^+ จากการแตกตัวของกรดอ่อนต่อไปนี้

- 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 $K_b=1.8 \times 10^{-5}$