

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 5

หน่วยที่ 3 สมดุลกรด-เบสและสมดุลไอออน
บทเรียนที่ 3.1 สมดุลกรด-เบส

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจและคำนวณเกี่ยวกับสมดุลกรด-เบส

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. บอกทฤษฎีกรด-เบส
2. บอกการแตกตัวของกรด-เบส
3. คำนวณค่า pH

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย และอภิปราย
2. กิจกรรมกลุ่มในชั้นเรียน (Work@class)

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

1. เอกสารประกอบการสอน วิชาเคมีสำหรับสุขภาพ เครื่องสำอางและการชะลอวัย
2. เอกสาร powerpoint
3. https://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=11425
4. <https://www.facebook.com/chemographics>
5. <https://www.slideshare.net/woravith>

การวัดผล

1. ประเมินจากกิจกรรมในชั้นเรียน
2. ประเมินจากกิจกรรมแบบฝึกหัด หรืองานที่มอบหมาย
3. ประเมินจากการสรุปประเด็นสำคัญ หรือการนำเสนอผลของการสืบค้นที่ได้รับมอบหมาย
4. ประเมินจากการสอบย่อยรายหน่วยเรียน

หน่วยที่ 1 ปริมาณสัมพันธ์

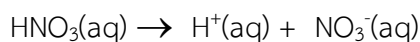
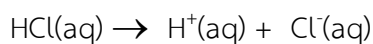
บทเรียนที่ 3.1 สมดุลกรด-เบส

3.1.1 ทฤษฎีกรด-เบส

1) นิยามของอาร์เรเนียส

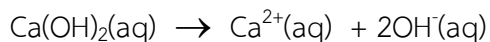
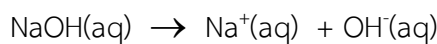
อาร์เรเนียส (Svante A. Arrhenius, ค.ศ.1887) นักเคมีชาวสวีเดนให้นิยามของกรด-เบสดังนี้

กรด (acid) หมายถึง สารที่ละลายน้ำแล้วสามารถแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+) เช่น HCl , H_2SO_4 และ HNO_3 ดังปฏิกิริยา



หมายเหตุ H^+ หรือ โปรตอน คือสปีชีส์ที่แสดงความเป็นกรด

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



หมายเหตุ OH^- คือสปีชีส์ที่แสดงความเป็นเบส

นิยามของอาร์เรเนียสมิ้อจำกัด 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

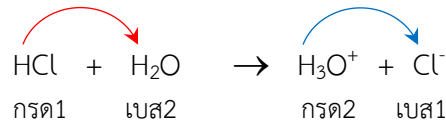
2) นิยามของเบรินสเตดและลาวรี

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

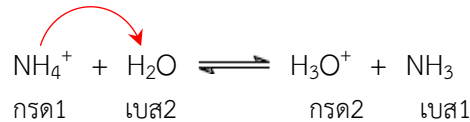
กรด หมายถึง สารที่ให้ H^+ แก่สารอื่น

เบส หมายถึง สารที่รับ H^+ จากสารอื่น

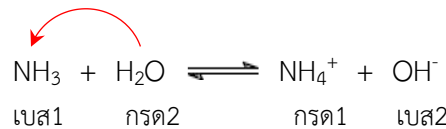
ในการพิจารณาสมบัติกรด-เบสตามนิยามเบรินสเตดและลาวรี จะต้องพิจารณาสองส่วนควบคู่กัน คือ สารที่เป็นกรดหรือเบส และสปีชีส์ที่มีการเปลี่ยนแปลงว่ามี H⁺ เพิ่มขึ้น หรือลดลง เช่น



HCl เป็นกรด (ดูได้จากสปีชีส์ที่เปลี่ยนแปลงไปซึ่งจะเหลือเพียง Cl⁻ แสดงว่า HCl สูญเสีย H⁺ ไป) ในขณะที่ H₂O จะเป็นเบส เนื่องจากรับ H⁺ มาจาก HCl (ดูได้จากสปีชีส์ที่เปลี่ยนแปลงไปเป็น H₃O⁺) และเมื่อพิจารณาปฏิกิริยาย้อนกลับ H₃O⁺ จะเป็นกรด และ Cl⁻ เป็นเบส



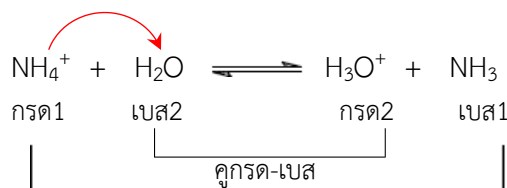
NH₄⁺ เป็นสารที่ให้ H⁺ ดังนั้น NH₄⁺ จึงเป็นกรด ส่วน H₂O เป็นสารที่รับ H⁺ ดังนั้น H₂O จึงเป็นเบส เมื่อเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ H₃O⁺ เป็นกรด ส่วน NH₃ เป็นเบสซึ่งอธิบายได้เช่นเดียวกัน



NH₃ เป็นเบสจะรับ H⁺ จาก H₂O ซึ่งเป็นกรด แล้ว NH₃ กลายเป็น NH₄⁺ ซึ่งเป็นกรดสำหรับปฏิกิริยาย้อนกลับ และ OH⁻ เป็นเบสสำหรับปฏิกิริยาย้อนกลับ

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

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

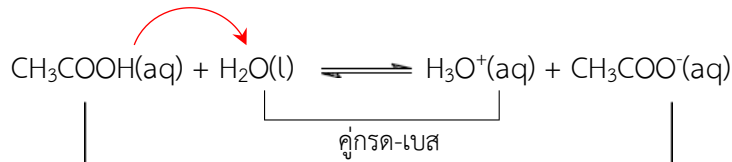


ปฏิกิริยานี้เมื่อพิจารณาปฏิกิริยาไปข้างหน้า NH₄⁺ ทำหน้าที่เป็นกรด เพราะให้ H⁺ แก่ H₂O แล้วสปีชีส์ที่เปลี่ยนแปลงได้เป็น NH₃ ในขณะที่ H₂O รับ H⁺ จึงเป็นเบส (ดูได้จากแล้วสปีชีส์ที่เปลี่ยนแปลงได้เป็น H₃O⁺) และเมื่อพิจารณาจากปฏิกิริยาย้อนกลับ สรุปได้ว่า H₃O⁺ เป็นกรดเพราะให้ H⁺ กับ NH₃ ซึ่งเป็นเบสแล้วได้ H₂O และ NH₄⁺ ตามลำดับ

- เรียก NH₄⁺ ว่าเป็นคู่กรดของ NH₃ (เบส)
- H₂O ว่าเป็นคู่เบสของ H₃O⁺ (กรด)
- NH₃ ว่าเป็นคู่เบสของ NH₄⁺
- H₃O⁺ ว่าเป็นคู่กรดของ H₂O

จะเห็นได้ว่า คู่กรด-เบสนั้นจะมีจำนวน H^+ ต่างกัน 1 ตัว หรืออาจกล่าวได้ว่าจำนวน H^+ ของคู่กรดจะมากกว่า H^+ คู่เบสอยู่ 1 ตัวเสมอ

ตัวอย่าง 3.1 เขียนปฏิกิริยากรดแอซติก (CH_3COOH) แยกตัวในน้ำและบอกคู่กรด-เบส



คู่กรดของ H_2O คือ H_3O^+

คู่เบสของ CH_3COOH คือ CH_3COO^-

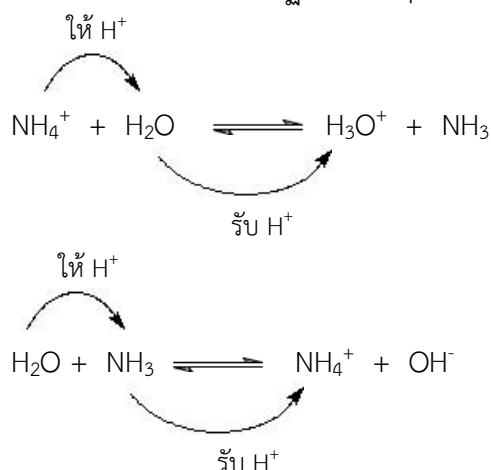
คู่กรดของ CH_3COO^- คือ CH_3COOH

คู่เบสของ H_3O^+ คือ H_2O

ตัวอย่าง 3.2 เขียนปฏิกิริยาการแตกตัวของสารต่อไปนี้ให้สมบูรณ์

- 1) $H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$
- 2) $H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$
- 3) $HSO_4^- + OH^- \rightleftharpoons SO_4^{2-} + H_2O$
- 4) $NaHCO_3 + H_2O \rightleftharpoons NaCO_3^- + H_3O^+$
- 5) $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

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



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

นิยามกรด-เบสของเบรินสเตดและลาวรี จะอธิบายได้กว้างขวางกว่าของนิยามของอาร์เรเนียส แต่มีข้อจำกัดคือ สารที่จะทำหน้าที่เป็นกรดได้นั้นจะต้องมี H เป็นองค์ประกอบในสูตรเคมี และต้องแตกตัวให้ H^+ แก่สารอื่นได้ด้วย ดังนั้นถ้าสารใดสารหนึ่งไม่สามารถให้ H^+ ได้จะไม่จัดเป็นกรดตามนิยาม

ของเบรินสเตรนดและลาวรี ซึ่งในความจริงแล้วยังมีสารบางชนิดที่ไม่มี H เป็นองค์ประกอบในสูตรเคมีหรือไม่แตกตัวให้ H⁺ แก่สารอื่น แต่ยังคงมีสมบัติเป็นกรด

ตารางที่ 3.1 คู่กรด-คู่เบสและความแรงของคู่กรด-คู่เบส

คู่กรด		คู่เบส	
กรดเปอร์คลอริก	HClO ₄	เปอร์คลอเรตไอออน	ClO ₄ ⁻
กรดไฮโดรไอโอดิก	HI	ไอโอดัดไอออน	I ⁻
กรดไฮโดรโบรมิก	HBr	โบรมัดไอออน	Br ⁻
กรดไฮโดรคลอริก	HCl	คลอไรต์ไอออน	Cl ⁻
กรดไนตริก	HNO ₃	ไนเตรตไอออน	NO ₃ ⁻
กรดซัลฟิวริก	H ₂ SO ₄	ไฮโดรเจนซัลเฟตไอออน	HSO ₄ ⁻
ไฮโดรเนียมไอออน	H ₃ O ⁺	น้ำ	H ₂ O
ไฮโดรเจนซัลเฟตไอออน	HSO ₄ ⁻	ซัลเฟตไอออน	SO ₄ ²⁻
กรดไนตรัส	HNO ₂	ไนตรัสไอออน	NO ₂ ⁻
กรดแอสติก	CH ₃ COOH	แอสเตตไอออน	CH ₃ COO ⁻
กรดคาร์บอนิก	H ₂ CO ₃	ไบคาร์บอเนตไอออน	HCO ₃ ⁻
แอมโมเนียมไอออน	NH ₄ ⁺	แอมโมเนีย	NH ₃
ไบคาร์บอเนตไอออน	HCO ₃ ⁻	คาร์บอเนตไอออน	CO ₃ ²⁻
น้ำ	H ₂ O	ไฮดรอกไซด์ไอออน	OH ⁻
เมทานอล	CH ₃ OH	เมทอกไซด์ไอออน	CH ₃ O ⁻
แอมโมเนีย	NH ₃	เอมิดไอออน	NH ₂ ⁻

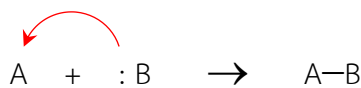
3) นิยามของลิวอิส

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

กรด หมายถึง สารที่สามารถรับคู่อิเล็กตรอนจากสารอื่น เรียกว่า กรดลิวอิส (Lewis acid)

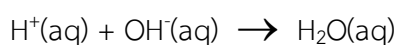
เบส หมายถึง สารที่สามารถให้คู่อิเล็กตรอนแก่สารอื่น เรียกว่า เบสลิวอิส (Lewis base)

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



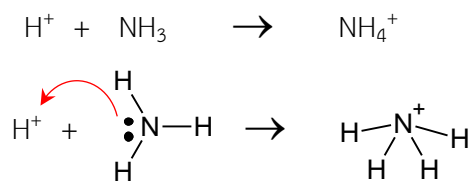
รับคู่อิเล็กตรอน ให้คู่อิเล็กตรอน

ตัวอย่างปฏิกิริยากรด-เบส ตามนิยามของลิวอิส คือ ปฏิกิริยาระหว่าง H⁺ กับ OH⁻



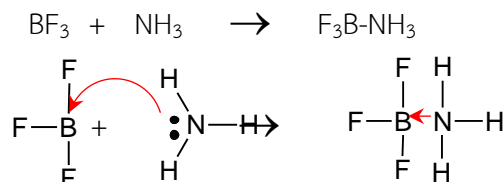
ตามนิยามของลิวอิส OH⁻ เป็นเบส เรียกว่า เบสลิวอิส เพราะทำหน้าที่ให้คู่อิเล็กตรอนแก่ H⁺ ดังนั้น H⁺ จึงเป็นกรด เรียกว่า กรดลิวอิส เพราะเป็นตัวรับคู่อิเล็กตรอน

ตัวอย่างปฏิกิริยาระหว่าง NH_3 กับ H^+



กรดลิวอิส เบสลิวอิส

ตัวอย่างปฏิกิริยาระหว่าง BF_3 และ NH_3



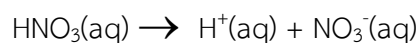
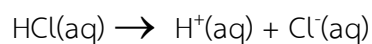
กรดลิวอิส เบสลิวอิส

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

3.1.2 การแตกตัวของกรด-เบส

1) การแตกตัวของกรดแก่-เบสแก่

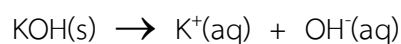
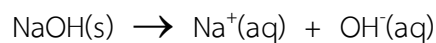
กรดแก่ (strong acid) หมายถึง กรดที่สามารถแตกตัวเป็น H^+ ได้อย่างสมบูรณ์ (100%) ซึ่งกรดแก่จะแตกตัวให้ H^+ ได้ทั้งหมด ดังนั้น ความเข้มข้นของ H^+ ที่เกิดจากการแตกตัวจะเท่ากับความเข้มข้นเริ่มต้นของกรดแก่นั้น เช่น



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^- ที่เกิดจากการแตกตัวจะเท่ากับความเข้มข้นเริ่มต้นของเบสแก่นั้น เช่น

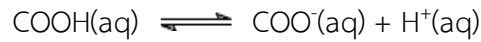
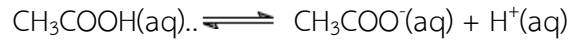


ดังนั้น $[\text{OH}^-]_{\text{แตกตัว}} = [\text{NaOH}]_{\text{เริ่มต้น}}$

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

2) การแตกตัวของกรดอ่อน-เบสอ่อน

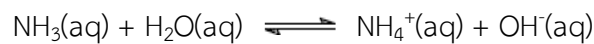
กรดอ่อน (weak acid) หมายถึง กรดที่แตกตัวเป็น H^+ ได้ไม่สมบูรณ์ ($\ll 100\%$) ซึ่งกรดอ่อนจะแตกตัวให้ H^+ ได้ไม่ทั้งหมด และในระบบยังมีกรดอ่อนนั้นอยู่ด้วย ดังนั้น ความเข้มข้นของ H^+ ที่เกิดจากการแตกตัวของกรดอ่อนจึงน้อยกว่าความเข้มข้นเริ่มต้นของกรดนั้น เช่น



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

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

เบสอ่อน (weak base) หมายถึง เบสที่แตกตัวเป็น OH^- ได้ไม่สมบูรณ์ ($\ll 100\%$) 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 (รายละเอียดและขั้นตอนการคำนวณกล่าวมาแล้วในสมดุลเคมี)

ตัวอย่าง 3.1 กรด HA มีความเข้มข้นเริ่มต้นเท่ากับ 2.50 mol/L พบว่าที่ภาวะสมดุล มีความเข้มข้นของ H^+ ที่แตกตัวได้เท่ากับ 6.4×10^{-3} mol/L จงคำนวณร้อยละการแตกตัว

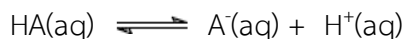
$$\% \text{การแตกตัวของ HA} = \frac{6.4 \times 10^{-3} \text{ mol/L}}{2.50 \text{ mol/L}} \times 100 = 0.26\%$$

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

2.1) ค่าคงที่การแตกตัว

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

กรณีของกรดอ่อน สมมติให้ HA เป็นกรดอ่อน ดังนั้น ปฏิกิริยาการแตกตัวของกรดอ่อน คือ



$$\text{ค่าคงที่สมดุล} \quad K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{.....(3.1)}$$

เมื่อ K_a = ค่าคงที่ของการแตกตัวของกรดอ่อน

กรณีของเบสอ่อน สมมติให้ B⁻ เป็นเบสอ่อน ปฏิกิริยาการแตกตัวของเบสอ่อน คือ



$$\text{ค่าคงที่สมดุล} \quad K_b = \frac{[\text{HB}][\text{OH}^-]}{[\text{B}^-]} \quad \text{.....(3.2)}$$

เมื่อ K_b = ค่าคงที่ของการแตกตัวของเบสอ่อน

ค่า K_a และ K_b บอกให้ทราบว่ากรดอ่อนหรือเบสอ่อนนั้นแตกตัวได้มากน้อยเพียงใด ณ อุณหภูมิหนึ่ง ๆ ค่า K_a และ K_b ของกรดอ่อนและเบสอ่อนบางชนิด แสดงดังตารางที่ 3.2

ตารางที่ 3.2 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	ไนเตรตไอออน	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
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
ไนตรัส	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

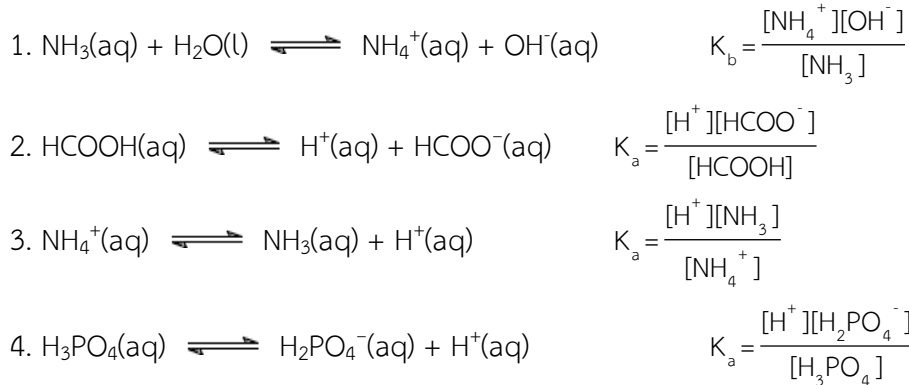
1) กรดอ่อนที่มีค่า K_a สูงกว่าจะแตกตัวได้มากกว่า และจะมีความแรงมากกว่ากรดอ่อนที่มีค่า K_a ต่ำกว่า เช่น CH₃COOH มีค่า K_a =1.8×10⁻⁵ จะมีความแรงมากกว่า H₂CO₃ ที่มีค่า K_a =4.2×10⁻⁷ หมายความว่า CH₃COOH จะแตกตัวได้มากกว่า H₂CO₃ ณ สภาวะเดียวกัน

2) เบสอ่อนที่มีค่า K_b สูงกว่าจะแตกตัวได้มากกว่า 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 $K_a=1.5 \times 10^{-14}$

3) กรดอ่อนต่างชนิดกันที่มีความเข้มข้นเท่ากัน กรดอ่อนที่มีร้อยละการแตกตัวสูงกว่าจะมีความแรงมากกว่า ส่วนกรณีเบสอ่อนเป็นทำนองเดียวกัน

4) กรดอ่อนต่างชนิดกันที่มีความเข้มข้นต่างกัน และมีร้อยละการแตกตัวเท่ากัน กรดอ่อนที่มีความเข้มข้นสูงกว่าจะมีความแรงมากกว่า ส่วนกรณีเบสอ่อนเป็นทำนองเดียวกัน

ตัวอย่าง 3.2 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

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

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

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

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

$$K_a = \frac{x^2}{C_a} \tag{3.3}$$

$$x = \sqrt{K_a C_a} \tag{3.4}$$

ตัวแปร x ในภาวะสมดุล ก็คือ $[\text{H}^+]$

$$\text{ดังนั้น } [\text{H}^+] = \sqrt{K_a C_a} \tag{3.5}$$

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

	$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{NH}_4^+(\text{aq})$		
[] เริ่มต้น	C_b	0	0
[] เปลี่ยนแปลง	-x	+x	+x
[] สมดุล	$C_b - x$	x	x

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

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

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

$$K_b = \frac{(x)(x)}{C_b} \quad \dots(3.6)$$

$$x = \sqrt{K_b C_b} \quad \dots(3.7)$$

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

ดังนั้น $[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b C_b} \quad \dots(3.8)$

หมายเหตุ การคำนวณโดยสมมติให้ความเข้มข้นของกรดหรือเบสที่แตกตัวน้อยกว่าความเข้มข้นเริ่มต้นมากๆ เรียกว่า วิธีการประมาณค่า ดังนั้น การคำนวณ $[\text{H}^+]$ และ $[\text{OH}^-]$ ที่ของกรดอ่อนหรือเบสอ่อนสามารถใช้สูตรในสมการ (3.5) และ (3.8) โดยวิธีการประมาณค่าจะลดขั้นตอนการคำนวณลงและยังคงให้ผลลัพธ์ที่แตกต่างจากค่าที่แท้จริงเพียงเล็กน้อย อย่างไรก็ตาม ถ้า C_a/K_a หรือ C_b/K_b น้อยกว่า 1000 เท่า วิธีการประมาณค่าไม่สามารถใช้ได้ในการคำนวณ เพราะจะทำให้คำตอบที่ได้แตกต่างผลลัพธ์ที่แท้จริงมาก ดังนั้นจะต้องใช้วิธีคำนวณกำลัง

ตัวอย่าง 3.3 จงหาค่าความเข้มข้นของ H^+ จาก HCN เข้มข้น 2.5 mol/L ($K_a = 6.4 \times 10^{-10}$)

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

จากสมการ (3.5) $[\text{H}^+] = \sqrt{K_a C_a}$

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

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

ตัวอย่าง 3.4 จงหาค่าความเข้มข้นของ OH^- จาก NH_3 เข้มข้น 2.5 mol/L ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$)

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

จากสมการ (3.8) $[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b C_b}$

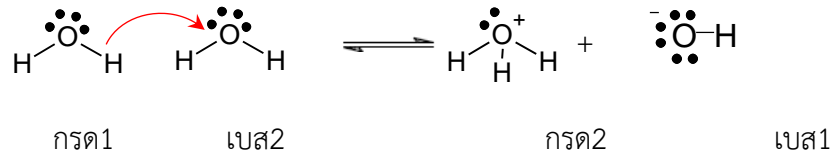
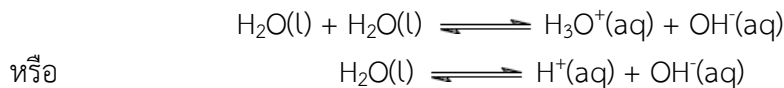
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(1.8 \times 10^{-5})(2.50 \text{ mol/L})} = 6.7 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

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

2.2) การแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ

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

ปฏิกิริยาการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ คือ



ค่าคงที่สมดุลของการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ เขียนได้เป็น

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \quad \dots(3.9)$$

ที่อุณหภูมิ 25°C

$$K_w = 1.0 \times 10^{-14} \quad \dots(3.10)$$

ดังนั้น $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \quad \dots(3.11)$

เนื่องจากน้ำบริสุทธิ์เป็นกลาง ($[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$) สมการ (3.11) เมื่อสมมติให้ $[\text{OH}^-] = [\text{H}^+]$ เขียนได้เป็น

$$[\text{H}^+]^2 = 1.0 \times 10^{-14} \quad \dots(3.12)$$

$$[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-7} \quad \dots(3.13)$$

จากสมการ (3.13) สรุปได้ว่า

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

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

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

จากความสัมพันธ์ของค่า K_w สามารถคำนวณ $[\text{H}^+]$ หรือ $[\text{OH}^-]$ ได้ ถ้ารู้ค่าใดค่าหนึ่ง ดังนี้

$$[\text{H}^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]} \quad \dots(3.14)$$

$$\text{และ} \quad [\text{OH}^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{H}^+]} \quad \text{.....(3.15)}$$

2.3) การแตกตัวของกรดโพลีโปรติก

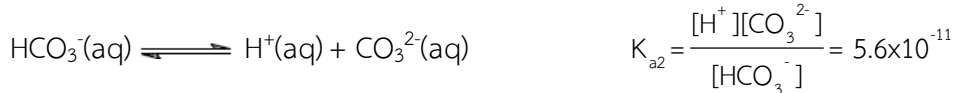
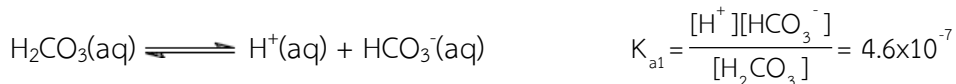
กรดโพลีโปรติก (polyprotic acid) หรือกรดหลายโปรตอน คือกรดบางชนิดที่ในหนึ่งโมเลกุลสามารถแตกตัวให้ H^+ ได้มากกว่าหนึ่งตัว กรดโพลีโปรติกที่พบบ่อย ประกอบด้วย

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

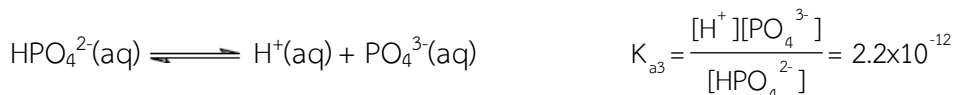
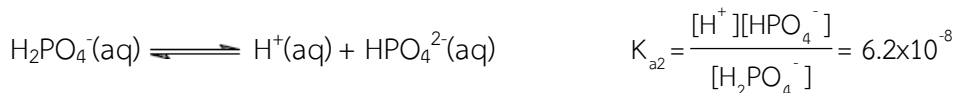
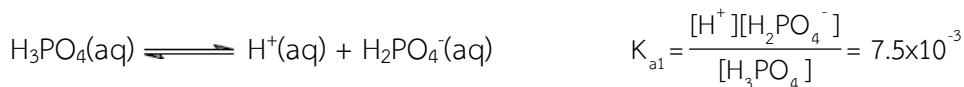
2) กรดสามโปรตอน (triprotic acid) คือกรดที่แตกตัวให้ H^+ ได้สามครั้ง เช่น H_3PO_4

การแตกตัวของกรดโพลีโปรติกเกิดขึ้นทีละขั้น แต่ละขั้นจะแตกตัวให้ H^+ ขึ้นละหนึ่งตัว ดังนั้นกรดโพลีโปรติกจึงมีค่า 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 3.3

ตารางที่ 3.3 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 ₂ SO ₃	1.7×10 ⁻²	6.4×10 ⁻⁸	4.2×10 ⁻¹³
ซัลฟิวริก	H ₂ SO ₄	มาก	1.2×10 ⁻²	
ทาร์ทาริก	H ₂ C ₄ H ₄ O ₆	1.0×10 ⁻³	4.6×10 ⁻⁵	

ตัวอย่าง 3.5 จงคำนวณหาความเข้มข้นของ H⁺ ในสารละลาย CH₃COOH เข้มข้น 0.10 mol/L และคำนวณหาร้อยละการแตกตัวของกรด CH₃COOH (K_a=1.8×10⁻⁵)

วิธีคิด คำนวณหา [H⁺] โดยพิจารณาจากค่าคงที่สมดุลของกรดอ่อน

CH₃COOH 0.10 mol/L สมมติให้แตกตัวเป็น H⁺ เท่ากับ x mol/L

	CH ₃ COOH(aq)	⇌	H ⁺ (aq)	+	CH ₃ COO ⁻ (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

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \quad \dots(3.16)$$

$$x = \frac{-(1.8 \times 10^{-5}) \pm \sqrt{(1.8 \times 10^{-5})^2 - 4(1)(1.8 \times 10^{-6})}}{2(1)}$$

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

ตัวแปร x คือ [H⁺]

ดังนั้น [H⁺] = 1.33×10⁻³ mol/L

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

หมายเหตุ การคำนวณโดยการแก้สมการกำลังสองค่อนข้างยุ่งยากมาก เพื่อให้การคำนวณสะดวกและรวดเร็วขึ้น โดยยังคงได้ตัวเลขคำตอบที่ไม่แตกต่างจากคำตอบที่แท้จริงอย่างมีนัยสำคัญ การคำนวณโดยวิธีประมาณค่าโดยถือว่ากรดที่แตกตัวไปได้น้อยมาก ๆ เมื่อเทียบกับความเข้มข้นเริ่มต้น ดังนั้น ตัวแปร x มีค่าน้อยมาก ๆ จนทำให้เทอม 0.10 - x ที่ภาวะสมดุลมีค่าไม่ต่างจากความเข้มข้นเริ่มต้น (0.10 mol/L) มากนัก ดังนั้นจึงสมมติให้ x น้อยกว่า 0.10 มาก ๆ 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 (3.16)

ตัวอย่าง 3.6 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	<u>$0.0010-x$</u>		<u>x</u>		<u>x</u>

ค่าคงที่สมดุลคือ $K_a = \frac{[H^+][COO^-]}{[HCOOH]}$

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

$$x = \frac{-(-1.8 \times 10^{-4}) \pm \sqrt{(1.8 \times 10^{-4})^2 - 4(1)(1.8 \times 10^{-7})}}{2(1)}$$

$$x = 3.25 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

จากตัวแปร x คือ $[H^+]$

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

จากตัวอย่าง 3.6 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

3.1.3 ค่า pH

1) การคำนวณค่า 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^+ โดยให้ค่าจำกัดความของ pH ว่าเป็นฟังก์ชันลอการิทึม (logarithmic function) ของ $[H^+]$ 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

$$pH = -\log[H^+] \quad \dots(3.20)$$

และ $pOH = -\log[OH^-] \quad \dots(3.21)$

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 $pH > 7$

ในการทำงานเดียวกับ pH สามารถทำ p-function กับค่า K_a และ K_b จะได้

$$pK_a = -\log K_a \quad \dots(3.22)$$

$$pK_b = -\log K_b \quad \dots(3.23)$$

และเมื่อทำ p-function กับค่า K_w จะเขียนได้เป็น

$$pK_w = pH + pOH = 14 \quad \dots(3.24)$$

ตัวอย่าง 3.9 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 3.10 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 3.11 จงคำนวณหาเข้มข้นของ H^+ และ OH^- ในสารละลายที่มี $pH=4.4$

วิธีคิด

$$pH = -\log[H^+] = 4.4$$

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

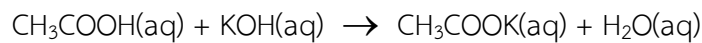
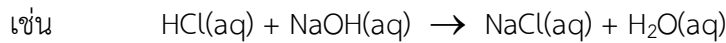
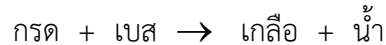
$$\text{จาก } K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{4.0 \times 10^{-5}}$$

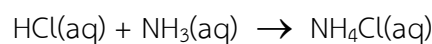
$$= 2.5 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

2) การไทเทรตปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส

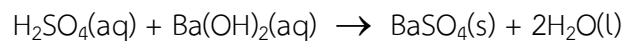
ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นระหว่างกรดกับเบสโดยส่วนใหญ่ได้ผลิตภัณฑ์เป็นเกลือกับน้ำ เรียกปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสที่เป็นเกลือกับน้ำว่า ปฏิกิริยาสะเทิน หรือปฏิกิริยาทำให้เป็นกลาง (neutralization reaction) สมการทั่วไป



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



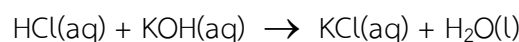
หรือปฏิกิริยาระหว่าง H_2SO_4 กับ $Ba(OH)_2$ จะได้ตะกอน $BaSO_4$ กับน้ำ



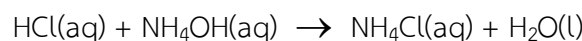
สารละลาย H_2SO_4 และสารละลาย $BaSO_4$ นำไฟฟ้าได้ แต่เมื่อนำมาผสมเข้าด้วยกันแล้ว สารละลายที่ได้ไม่สามารถนำไฟฟ้าได้เพราะ $BaSO_4$ เป็นของแข็งที่ละลายน้ำได้น้อยมาก จึงไม่มีไอออนที่จะนำไฟฟ้าได้

ปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส แบ่งออกได้ตามชนิดของกรดและเบส ดังนี้

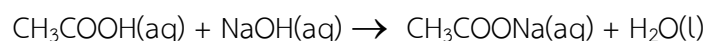
1) ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่-เบสแก่ เช่น



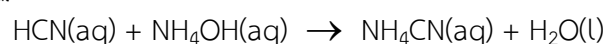
2) ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่-เบสอ่อน เช่น



3) ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อน-เบสแก่ เช่น



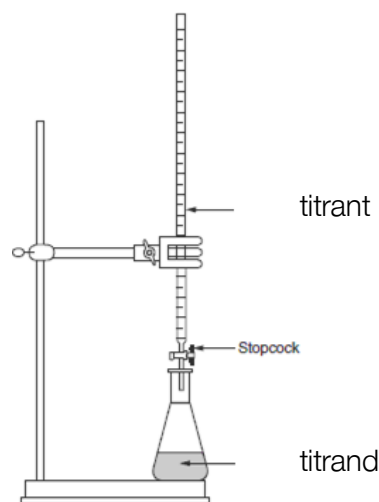
4) ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อน-เบสอ่อน เช่น



การไทเทรต (titration) เป็นเทคนิคหนึ่งทางเคมีเพื่อหาความเข้มข้นของสารละลายชนิดหนึ่งที่ไม่ทราบความเข้มข้นโดยใช้สารมาตรฐานที่ทราบความเข้มข้นที่แน่นอนไปทำปฏิกิริยากัน โดยจุดที่กรดกับเบสทำปฏิกิริยากันพอดีตามปริมาณสัมพันธ์ เรียกว่า จุดสมมูล (equivalence point) แต่ใน

การไทเทรตปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสจำเป็นต้องใช้อินดิเคเตอร์ช่วยบอกให้ทราบจุดที่กรดกับเบสทำปฏิกิริยากันพอดี โดยอินดิเคเตอร์จะเปลี่ยนสีตามค่า pH ของสารละลาย จุดที่อินดิเคเตอร์เปลี่ยนจากสีหนึ่งเป็นอีกสีหนึ่ง เรียกว่า จุดยุติ (end point)

การติดตั้งอุปกรณ์สำหรับการไทเทรตแสดงดังภาพที่ 3.1 โดยสารละลายที่บรรจุในบิวเรตเรียกว่า ไทแทรนต์ (titrant) ส่วนสารละลายที่อยู่ในขวดรูปชมพู่ เรียกว่า ไทแทรนด์ (titrand) เมื่อค่อยเปิดก๊อกบิวเรต (stop-cock) ไทแทรนต์จะค่อยหยดลงในขวดรูปชมพู่ เมื่อปฏิกิริยาเกิดขึ้นอย่างสมบูรณ์จะอาศัยการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ในสารละลาย ปริมาตรไทแทรนต์ที่ใช้สามารถคำนวณความเข้มข้นไทแทรนต์ได้ โดยอาศัยปริมาณสัมพันธ์เคมีของปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส



ภาพที่ 3.1 การติดตั้งอุปกรณ์การไทเทรต

สรุปท้ายบทเรียน

การแตกตัวของกรด-เบส คือความสามารถในการแตกตัวให้สปีชีส์ที่แสดงความเป็นกรดหรือเบสในตัวทำละลายหนึ่งๆ ในหน่วยเรียนนี้จะอธิบายเฉพาะการแตกตัวของกรด-เบสในตัวทำละลายน้ำ (aqueous solvent) เท่านั้น

การแตกตัวของกรด-เบสขึ้นอยู่กับปัจจัยสำคัญ 2 ประการ คือ ชนิดของกรดหรือเบส และอิทธิพลของตัวทำละลาย 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

กิจกรรม

ขั้นตอน	วิธีการ
แนะนำโจทย์ปัญหา (P)	แจกใบกิจกรรม 3.1
ไตร่ตรองทางแก้ไขเฉพาะตน (E)	แต่ละคนบอกวิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา (5 นาที)
ระดมสมองโดยกลุ่ม (T)	ให้รวมกลุ่ม มอบหมายโจทย์ให้แต่ละกลุ่มระดมสมองแก้ไขโดยวิธีการร่วมแสดงความคิดเห็น (10 นาที)
สื่อสารทางออก (C)	ให้แต่ละกลุ่มนำเสนอ วิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา 1) หลักการสำคัญหรือหลักพื้นฐานที่ถูกต้อง 2) วิธีการคำนวณค่าที่ถูกต้อง 3) วิธีอธิบายเชิงพฤติกรรม (วิธีปฏิบัติ) ที่ถูกต้อง โดยให้กลุ่มอื่น ๆ รับฟัง และซักถามในข้อที่สงสัย (10 นาที)
ถอดรหัสปรับใช้ (D)	ผู้สอนสรุป ความถูกต้องและความผิดพลาด โดยเพิ่มเติมประเด็นที่เกี่ยวข้องให้สมบูรณ์

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

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

เอกสารอ้างอิง

- Averil, B.A. (2012). *Principles of General Chemistry* (Online ed.).
<https://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
- Brown, T.L., LeMay, H.E., Bursten, B.E., Murphy, C.J., Woodward, P.M. & Stoltzfus, M.W. (2017). *Chemistry: The Central Science* (14th ed.). Pearson Education, Inc.
- Chang, R., & Goldsby, K.A. (2016). *Chemistry* (12th ed.). McGraw-Hill.
- Ebbing, D.D., & Gammon, S.D. (2017). *General Chemistry* (11th ed.). Cengage Learning.
- Jespersen, N.D., Brady, J.E., & Hyslop, A. (2012). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter* (6th ed.). John Wiley & Sons, Inc
- Petrucci, R.H., Herring, F.G., Madura, D.J., & Bissonnette, C. (2017). *General Chemistry: Principles and Modern Applications* (11th ed.). Pearson Prentice Hall.
- Overby, J. & Chang, R., (2022). *Chemistry* (14th ed.). McGraw-Hill.
- Silberberg, M.S. (2013). *Principle of General Chemistry* (3rd ed.). McGraw-Hill Publishing Company.
- Silberberg, M.S. & Amateis, P.G. (2021). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change* (9th ed.). McGraw-Hill Publishing Company.

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 6

หน่วยที่ 3 สมดุลกรด-เบสและสมดุลไอออน
บทเรียนที่ 3.2 สมดุลไอออน

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจและคำนวณเกี่ยวกับสมดุลไอออน

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายสมดุลเกลือ
2. คำนวณเกี่ยวกับสมดุลการละลาย
3. อธิบายสารละลายบัฟเฟอร์

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย และอภิปราย
2. กิจกรรมกลุ่มในชั้นเรียน (Work@class)

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

1. เอกสารคำสอน รายวิชาเคมีสำหรับสุขภาพ เครื่องสำอางและการชะลอวัย
2. เอกสาร power point
3. https://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=11425
4. <https://www.facebook.com/chemographics>
5. <https://www.slideshare.net/woravith>

การวัดผล

1. ประเมินจากกิจกรรมในชั้นเรียน
2. ประเมินจากกิจกรรมแบบฝึกหัด หรืองานที่มอบหมาย
3. ประเมินจากการสรุปประเด็นสำคัญ หรือการนำเสนอผลของการสืบค้นที่ได้รับมอบหมาย
4. ประเมินจากการสอบย่อยรายหน่วยเรียน

บทเรียนที่ 3.2 สมดุลไอออน

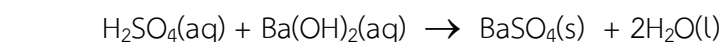
3.2.1 สมดุลของเกลือ

1) เกลือ

เกลือ (salt) คือสารประกอบไอออน ที่ประกอบด้วยแคตไอออนและแอนไอออน ยึดเหนี่ยวด้วยแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิต (พันธะไอออน) ประเภทของเกลือแบ่งได้ดังนี้

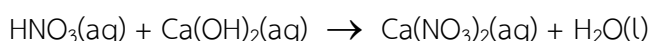
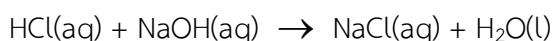
- เกลือสามัญ (normal salt) เป็นเกลือที่ไม่มี H^+ หรือ OH^- ดังนั้นแคตไอออนจึงเป็นโลหะ หรือกลุ่มธาตุที่เทียบเท่าโลหะ เช่น NH_4^+ กับแอนไอออน เช่น เกลือ $NaCl$, K_2SO_4 , $Ca_3(PO_4)_2$, NH_4NO_3 , $(NH_4)_2SO_4$ และ $ZnSO_4$
- เกลือกรด (acid salt) เกลือประเภทนี้มี H อะตอมอยู่ในโมเลกุลของเกลือ ซึ่งสามารถแตกตัวเป็นไอออนได้ เช่น $NaHSO_4$, $NaHCO_3$, Na_2HPO_4 และ NaH_2PO_4
- เกลือเบส (basic salt) เกลือประเภทนี้มีแอนไอออน OH^- และแคตไอออน เช่น $Pb(OH)Cl$ และ $Bi(OH)_2Cl$
- เกลือเชิงซ้อน (complex salt) ประกอบด้วยแอนไอออนที่เป็นไอออนเชิงซ้อน เช่น $K_3Fe(CN)_6$

เกลือที่ได้จากการเตรียมจากปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส
ปฏิกิริยาทั่วไป

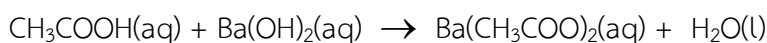
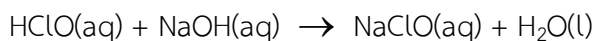


เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยากรดและเบส แคตไอออนของเกลือเป็นอนุมูลเบส (มาจากเบส) ส่วนแอนไอออนเป็นอนุมูลกรด (มาจากกรด) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส แบ่งตามชนิดกรดและเบส ได้ดังนี้

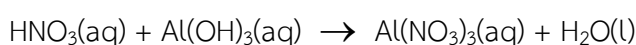
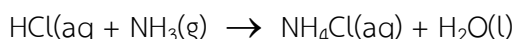
(1) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่ เกลือประเภทนี้จะไม่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส (ไม่ทำปฏิกิริยากับน้ำ) ซึ่งสารละลายของเกลือมีสมบัติเป็นกลาง ($pH=7$) เช่น



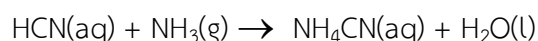
(2) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่ เกลือประเภทนี้จะสามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส (ทำปฏิกิริยากับน้ำ) สารละลายของเกลือมีสมบัติเป็นเบส ($pH>7$) เช่น

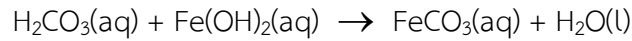


(3) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน เกลือประเภทนี้จะสามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส (ทำปฏิกิริยากับน้ำ) สารละลายของเกลือมีสมบัติเป็นกรด ($pH<7$) เช่น



(4) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสอ่อน เกลือประเภทนี้จะสามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส (ทำปฏิกิริยากับน้ำ) สารละลายมีสมบัติเป็นได้ทั้งกรด เบส และกลาง เช่น





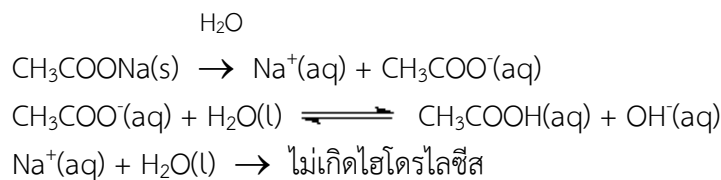
2) ปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส

ไฮโดรไลซิส (hydrolysis) คือปฏิกิริยาระหว่างเกลือกับน้ำ ปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสจัดเป็นปฏิกิริยาย้อนกลับของปฏิกิริยาสะเทิน

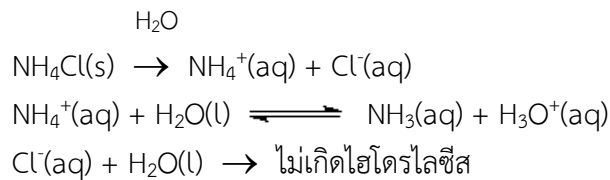


ไฮโดรไลซิสของเกลือ ทำให้สารละลายของเกลือนั้นมีสมบัติเป็นกรดอ่อนหรือเป็นเบสอ่อน เพราะแคตไอออนหรือแอนไอออนที่แตกตัวออกจากเกลือ เมื่อเป็นสารละลายไปทำปฏิกิริยากับน้ำแล้วสามารถให้ H^+ หรือ OH^- ได้ สมบัติความเป็นกรด-เบสของสารละลายเกลือ จึงขึ้นอยู่กับแคตไอออนและแอนไอออนในสารละลายทำปฏิกิริยาน้ำ ดังนั้น ค่า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

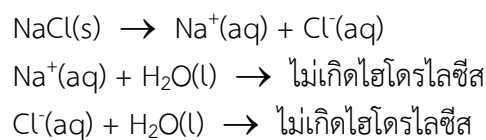
เมื่อนำเกลือ CH_3COONa (เกลือที่เกิดจากกรดอ่อน-เบสแก่) ไปละลายน้ำจะแตกตัวให้ Na^+ และ CH_3COO^- จากนั้น CH_3COO^- สามารถเกิดไฮโดรไลซิสกับน้ำ เกิดเป็น OH^- ขึ้น ทำให้สารละลายที่ได้มีสมบัติเป็นเบส ส่วน Na^+ ไม่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส



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



เมื่อนำเกลือ NaCl (เกลือที่เกิดจากกรดแก่-เบสแก่) มาละลายน้ำจะแตกตัวได้ Na^+ และ Cl^- เกิดขึ้น ทั้ง Na^+ และ Cl^- ไม่สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส สารละลายที่ได้มีสภาพเป็นกลาง เนื่องจากการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ



จากตัวอย่างของเกลือ CH_3COONa , NH_4Cl และ NaCl สามารถสรุปค่า pH ที่จุดสมมูลได้ว่า

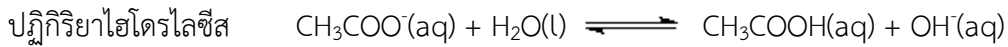
(1) เกลือที่ได้จากกรดแก่-เบสแก่ นำไปละลายน้ำจะได้สารละลายที่เป็นกลาง (ไม่เกิดไฮโดรไลซิส)

(2) เกลือที่ได้จากกรดแก่-เบสอ่อน นำไปละลายน้ำจะได้สารละลายที่เป็นกรด

(3) เกลือที่ได้จากกรดอ่อน-เบสแก่ นำไปละลายน้ำจะได้สารละลายที่เป็นเบส

(4) เกลือที่ได้จากกรดอ่อน-เบสอ่อน สารละลายที่ได้อาจเป็นได้ทั้งกรด เบส หรือกลาง

เกลือที่สามารถเกิดไฮโดรไลซิสได้ ณ ภาวะสมดุล สามารถเขียนค่าคงที่สมดุลของการเกิดไฮโดรไลซิส เช่น การเกิดไฮโดรไลซิสเกลือที่เกิดจากกรดอ่อน-เบสแก่ เช่น CH_3COONa



ค่าคงที่สมดุล

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \quad \text{.....(3.26)}$$

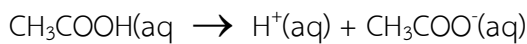
เมื่อ K_h = ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส

สมการ (3.26) ถ้านำ $[\text{H}^+]$ คูณทั้งเศษและส่วน จะได้

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} \quad \text{.....(3.27)}$$

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] K_w}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} \quad \text{.....(3.28)}$$

จากปฏิกิริยาการแตกตัว CH_3COOH จะได้



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad \text{.....(3.29)}$$

จากสมการ (3.29)

$$\frac{1}{K_a} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} \quad \text{.....(3.40)}$$

แทนสมการ (3.40) ลงในสมการ (3.28) จะได้

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} \quad \text{.....(3.41)}$$

ในทำนองเดียวกัน เกลือของกรดแก่-เบสอ่อน สามารถเกิดไฮโดรไลซิสได้ และมีค่าคงที่สมดุลไฮโดรไลซิสเป็น

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} \quad \text{.....(3.42)}$$

ส่วนเกลือของกรดอ่อน-เบสอ่อน เกิดไฮโดรไลซิสแล้วสารละลายอาจเป็นได้ทั้งกรด เบส หรือกลาง ค่าคงที่สมดุลไฮโดรไลซิสเป็น

$$K_h = \frac{K_w}{K_a K_b} \quad \text{.....(3.43)}$$

ตัวอย่าง 3.12 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 (3.41)

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

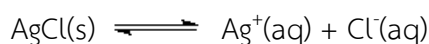
3.2.2 สมดุลการละลายของเกลือ

เมื่อเกลือประเภทนี้ละลายน้ำจะแตกตัวเป็นแคตไอออนและแอนไอออนทั้งหมด เกลือประเภทนี้จึงจัดเป็นสารอิเล็กโทรไลต์ (electrolyte) เช่น NaCl ละลายในน้ำได้ดี จะแตกตัวให้ Na^+ และ Cl^- ดังนั้น ในสารละลายจะมีแต่ Na^+ และ Cl^- ละลายอยู่ในน้ำ โดยไม่มี NaCl เหลือ ดังนั้น เกลือประเภทนี้จึงเป็นสมดุลไอออนที่อยู่ในวิภาคเดียวกันทั้งหมด และเมื่อมีการแตกตัวอย่างสมบูรณ์จึงไม่เกิดภาวะสมดุลเกลือที่ละลายน้ำได้ดี ประกอบด้วยเกลือดังนี้

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

เกลือไอออนที่ละลายน้ำได้น้อย (แตกตัวได้ไม่สมบูรณ์) จะเกิดสมดุลในสารละลายเป็นสมดุลไอออนที่อยู่ในวิภาคต่างกัน เกลือบางชนิดละลายน้ำได้น้อยมากจนถือว่าไม่ละลายน้ำ เช่น AgCl , BaSO_4 และ Ag_2SO_4

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



ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาการละลายของเกลือที่ละลายน้ำได้น้อย เขียนได้เหมือนค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาทั่วไป

$$K = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]} \quad \text{.....(3.44)}$$

เนื่องจาก AgCl สถานะเป็นของแข็งมีความเข้มข้นคงที่ จึงไม่ต้องนำมาคิดในสมการค่าคงที่สมดุล สมการ (3.44) จึงเขียนได้เป็น

$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \quad \text{.....(3.45)}$$

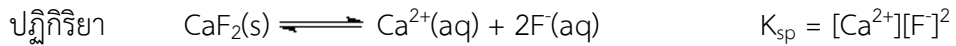
เมื่อ K_{sp} = ค่าคงที่สมดุลของการละลาย

กรณีที่เป็นสมดุลของเกลือที่ละลายน้ำได้น้อยใช้สัญลักษณ์ K_{sp} แทน K โดยเรียกว่า ค่าคงที่สมดุลของการละลาย หรือเรียกสั้น ๆ ว่า ผลคูณการละลาย

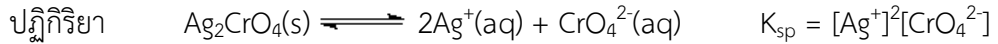
ค่า K_{sp} ขึ้นอยู่กับอุณหภูมิเช่นเดียวกับค่าคงที่สมดุลอื่น ๆ ค่า K_{sp} เป็นค่าที่บอกให้ทราบว่าเกลือชนิดนั้นละลายน้ำได้มากน้อยเพียงใดที่อุณหภูมิคงที่และใช้สำหรับเปรียบเทียบว่าเกลือใดละลายน้ำได้ดีกว่ากัน ค่า K_{sp} ของเกลือบางชนิดแสดงในตารางที่ 3.4 โดยปกติเกลือที่มีค่า K_{sp} มากกว่าจะละลายน้ำได้ดีกว่า เช่น BaF_2 และ CaF_2 มีค่า K_{sp} เท่ากับ 1.7×10^{-6} และ 3.9×10^{-11} ตามลำดับ แสดงว่า BaF_2 ละลายในน้ำได้ดีกว่า CaF_2

ตัวอย่าง 3.14 การเขียนสมการค่าคงที่สมดุลของเกลือละลายน้ำได้น้อย

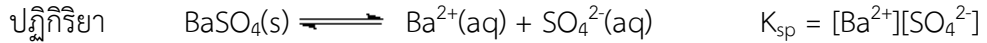
ก) CaF₂



ข) Ag₂CrO₄



ค) BaSO₄

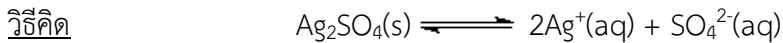


ปริมาณการละลายของเกลือที่ละลายน้ำได้น้อย นิยมบอกเป็นค่าการละลาย (solubility หน่วย g/L) และค่าการละลายเป็นโมลาร์ (molar solubility หน่วย mol/L) จากค่า K_{sp} สามารถใช้คำนวณความสามารถในการละลายของเกลือ และใช้ในการทำนายการตกตะกอนของเกลือไอออน

ตารางที่ 3.4 ค่าคงที่สมดุลของการละลาย (K_{sp}) ของเกลือบางชนิดที่ 25°C

เกลือ	สูตรเคมี	สมการการละลาย	K _{sp}
อะลูมิเนียมไฮดรอกไซด์	Al(OH) ₃	$\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{OH}^{-}(\text{aq})$	1.3×10 ⁻³³
แบเรียมคาร์บอเนต	BaCO ₃	$\text{BaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	5.1×10 ⁻⁹
แบเรียมซัลเฟต	BaSO ₄	$\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	1.1×10 ⁻¹⁰
แคลเซียมคาร์บอเนต	CaCO ₃	$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	2.8×10 ⁻⁹
แคลเซียมฟลูออไรด์	CaF ₂	$\text{CaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{F}^{-}(\text{aq})$	5.3×10 ⁻⁹
แคลเซียมซัลเฟต	CaSO ₄	$\text{CaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	9.1×10 ⁻⁶
โครเมียม(III) ไฮดรอกไซด์	Cr(OH) ₃	$\text{Cr}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{OH}^{-}(\text{aq})$	6.3×10 ⁻³¹
เหล็ก(III) ไฮดรอกไซด์	Fe(OH) ₃	$\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{OH}^{-}(\text{aq})$	4.0×10 ⁻³⁸
ตะกั่ว(II) คลอไรด์	PbCl ₂	$\text{PbCl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^{-}(\text{aq})$	1.6×10 ⁻⁵
ตะกั่ว(II) โครเมต	PbCrO ₄	$\text{PbCrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$	2.8×10 ⁻¹³
ตะกั่ว(II) ไอโอไดด์	PbI ₂	$\text{PbI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{I}^{-}(\text{aq})$	7.1×10 ⁻⁹
ตะกั่ว(II) ซัลเฟต	PbSO ₄	$\text{PbSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	6.3×10 ⁻⁷
แมกนีเซียมคาร์บอเนต	MgCO ₃	$\text{MgCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	3.5×10 ⁻⁸
แมกนีเซียมฟลูออไรด์	MgF ₂	$\text{MgF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{F}^{-}(\text{aq})$	3.7×10 ⁻⁸
แมกนีเซียมไฮดรอกไซด์	Mg(OH) ₂	$\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^{-}(\text{aq})$	1.8×10 ⁻¹¹
แมกนีเซียมฟอสเฟต	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) \rightleftharpoons 3\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$	1.0×10 ⁻²⁵
ปรอท(I) คลอไรด์	HgCl	$\text{HgCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Hg}^{+}(\text{aq}) + \text{Cl}^{-}(\text{aq})$	1.3×10 ⁻¹⁸
ปรอท(I) ไอโอไดด์	HgI	$\text{HgI}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Hg}^{+}(\text{aq}) + \text{I}^{-}(\text{aq})$	1.1×10 ⁻²⁸
เงินโบรไมด์	AgBr	$\text{AgBr}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{Br}^{-}(\text{aq})$	5.0×10 ⁻¹³
เงินคาร์บอเนต	Ag ₂ CO ₃	$\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	8.5×10 ⁻¹²
เงินคลอไรด์	AgCl	$\text{AgCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{Cl}^{-}(\text{aq})$	1.8×10 ⁻¹⁰
เงินโครเมต	Ag ₂ CrO ₄	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$	1.1×10 ⁻¹²
เงินไอโอไดด์	AgI	$\text{AgI}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{I}^{-}(\text{aq})$	8.5×10 ⁻¹⁷
เงินซัลเฟต	Ag ₂ SO ₄	$\text{Ag}_2\text{SO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	1.5×10 ⁻⁵

ตัวอย่าง 3.15 เกลือ Ag_2SO_4 มีค่าการละลายเท่ากับ 1.5×10^{-2} mol/L ที่อุณหภูมิ 25°C จงคำนวณหา
ค่า K_{sp} ของเกลือ Ag_2SO_4



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

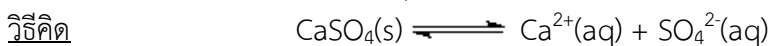
ดังนั้นถ้า Ag_2SO_4 1.5×10^{-2} mol/L ความเข้มข้นของแต่ละไอออนเป็น

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

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

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

ตัวอย่าง 3.16 เกลือ CaSO_4 มีค่า $K_{sp} = 9.1 \times 10^{-6}$ จงคำนวณ $[\text{Ca}^{2+}]$ และ $[\text{SO}_4^{2-}]$



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

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

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

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

3.2.3 สารละลายบัฟเฟอร์

1) ประเภทสารละลายบัฟเฟอร์

บัฟเฟอร์ (buffer) คือสารละลายที่มีสมบัติในการต้านทานการเปลี่ยน pH เมื่อเติมกรดหรือเบสลงไปเป็นปริมาณเล็กน้อย

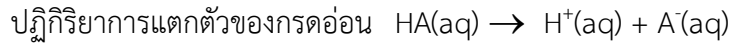
สารละลายบัฟเฟอร์เป็นสารละลายผสมระหว่างกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อน หรือเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อน สารละลายบัฟเฟอร์แบ่งออกเป็นสองชนิด คือ

- 1) บัฟเฟอร์กรด (ที่เกิดจากระหว่างกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อน) จะมี 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 pH > 7 เช่น
 - แอมโมเนียมบัฟเฟอร์ (เกิดจากระหว่าง NH_3 กับ NH_4Cl)

2) การคำนวณเกี่ยวกับสารละลายบัฟเฟอร์

สมมติ สารละลายระบบบัฟเฟอร์กรด ที่ประกอบด้วยกรด HA และเกลือ A^- สามารถเขียนสมการแสดงการแตกตัวและค่าคงที่สมดุลดังนี้





ค่าคงที่การแตกตัวของกรด HA คือ

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad \text{.....(3.46)}$$

$$[H^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]} \quad \text{.....(3.47)}$$

ทำ $-\log$ จะได้ $-\log [H^+] = -\log \left(K_a \frac{[HA]}{[A^-]} \right) \quad \text{.....(3.48)}$

$$-\log [H^+] = -\log K_a - \log \left(\frac{[HA]}{[A^-]} \right) \quad \text{.....(3.49)}$$

$$pH = pK_a + \log \left(\frac{[A^-]}{[HA]} \right) \quad \text{.....(3.50)}$$

ในกรณีสารละลายบัฟเฟอร์เบส ประกอบด้วยเบส HB และเกลือ B⁻ สามารถเขียนสมการได้เป็น

$$pOH = pK_b + \log \left(\frac{[B^-]}{[HB]} \right) \quad \text{.....(3.51)}$$

สมการ (3.50) และ (3.51) เรียกว่า สมการของเฮนเดอร์สัน-ฮาเซลบัลช์ (Henderson-Hasselbalch's equation)

ตัวอย่าง 3.17 อธิบายวิธีการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์ pH 5.0 ปริมาตร 100 mL ระหว่าง 0.50 mol/L CH₃COOH และ 0.50 mol/L CH₃COONa

วิธีคิด สมการ (3.50)

$$pH = pK_a + \log \left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \right)$$

$$5.0 = 4.76 + \log \left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \right)$$

$$\log \left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \right) = 0.24$$

ทำ anti-log $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1.73$

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

ตัวอย่าง 3.18 จงคำนวณค่า pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ที่เตรียมโดยการละลายเกลือ CH₃COONa หนัก 25.5 g ในน้ำปริมาตร 500 mL ที่มี CH₃COOH เข้มข้น 0.550 mol/L ละลายผสมอยู่

วิธีคิด

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

ปฏิกิริยาการแตกตัวของกรดอ่อน $\text{CH}_3\text{COOH(aq)} \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$

คำนวณความเข้มข้นของเกลือ CH_3COONa หนัก 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 $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.622 \text{ mol/L}$

คำนวณค่า pH จากสมการ (3.50)

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

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

$$= 4.70$$

สรุปท้ายบทเรียน

สรุป

กิจกรรม

ขั้นตอน	วิธีการ
แนะนำโจทย์ปัญหา (P)	แจกใบกิจกรรม 3.2
ไตร่ตรองทางแก้ไขเฉพาะตน (E)	แต่ละคนบอกวิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา (10 นาที)
ระดมสมองโดยกลุ่ม (T)	ให้รวมกลุ่ม มอบหมายโจทย์ให้แต่ละกลุ่มระดมสมองแก้ไขโดยวิธีการร่วมแสดงความคิดเห็น (10 นาที)
สื่อสารทางออก (C)	ให้แต่ละกลุ่มนำเสนอ วิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา 1) หลักการสำคัญหรือหลักพื้นฐานที่ถูกต้อง 2) วิธีการคำนวณค่าที่ถูกต้อง 3) วิธีอธิบายเชิงพฤติกรรม (วิธีปฏิบัติ) ที่ถูกต้อง โดยให้กลุ่มอื่น ๆ รับฟัง และซักถามในข้อที่สงสัย (10 นาที)
ถอดรหัสปรับใช้ (D)	ผู้สอนสรุป อภิปรายสรุป ความถูกต้องและความผิดพลาด โดยเพิ่มเติมประเด็นที่เกี่ยวข้องให้สมบูรณ์

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

- จงคำนวณหา pH ของการไฮโดรไลซิสของเกลือ NH_4Cl เข้มข้น 0.10 mol/L (K_b ของ $\text{NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$)
- จงคำนวณหา $[\text{OH}^-]$, $[\text{H}^+]$ และ pH ของสารละลาย CH_3COONa เข้มข้น 0.01 mol/L ถ้า $K_a = 5.6 \times 10^{-10}$
- การละลายของ $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$ เท่ากับ $4.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ ที่ 25°C จงคำนวณ K_{sp}
- จงคำนวณความเข้มข้นของ Ag^+ และ CrO_4^{2-} ในสารละลายอิ่มตัวของ Ag_2CrO_4 ที่ 25°C
- จงคำนวณหาค่าการละลายเป็นกรัมต่อ 100 mL ของ $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ซึ่งมีค่า $K_{sp} = 8.52 \times 10^{-20}$
- 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

เอกสารอ้างอิง

- โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์มูลนิธิ สอวน. (2551) *เคมี 2*. (พิมพ์ครั้งที่ 2). บริษัทด้าน
สุทธนาการพิมพ์ จำกัด.
- Averil, B.A. (2012). *Principles of General Chemistry* (Online).
[https://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-
v1.0m/index.html](https://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html)
- Brown, T.L., LeMay, H.E., Bursten, B.E., Murphy, C.J., Woodward, P.M. & Stoltzfus, M.W.
(2017). *Chemistry: The Central Science* (14th ed.). Pearson Education, Inc.
- Chang, R., & Goldsby, K.A. (2016). *Chemistry* (12th ed.). McGraw-Hill.
- Jespersen, N.D., Brady, J.E., & Hyslop, A. (2012). *Chemistry: The Molecular Nature of
Matter* (6th ed.). John Wiley & Sons, Inc
- Lattice Structure of Crystals*. (n.d.). [https://www.coursehero.com/sg/general-
chemistry/lattice-structure-of-crystals/](https://www.coursehero.com/sg/general-chemistry/lattice-structure-of-crystals/)
- Petrucci, R.H., Herring, F.G., Madura, D.J., & Bissonnette, C. (2017). *General Chemistry:
Principles and Modern Applications* (11th ed.). Pearson Prentice Hall.
- Overby, J. & Chang, R., (2022). *Chemistry* (14th ed.). McGraw-Hill.
- Silberberg, M.S. (2013). *Principle of General Chemistry* (3rd ed.). McGraw-Hill Publishing
Company.
- Silberberg, M.S. & Amateis, P.G. (2021). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and
Change* (9th ed.). McGraw-Hill Publishing Company.