

บทที่ 2

กรดและเบส

2.1 บทนำ

ในชีวิตประจำวันของเรามีสารที่มีคุณสมบัติเป็นกรดและเบสอยู่ในชีวิตประจำวันทั้งที่เป็นอาหาร ยา และสารทำความสะอาด สารที่มีฤทธิ์เป็นกรด เช่น น้ำส้มสายชู (CH_3COOH) ยาหยอดตา (H_2BO_3) น้ำโซดา (H_2CO_3) น้ำส้ม น้ำมะนาว ผลไม้รสเปรี้ยวที่มีส่วนผสมของกรดอะซิติก (Citric Acid) ยาแอสไพรินคือกรดอะเซทิลซาลิซิลิก (Acetyl salicylic Acid) วิตามินซี (Ascorbic acid) หรือน้ำยาทำความสะอาดบางชนิดจะมีส่วนผสมของกรดไฮโดรคลอริก (HCl) ส่วนสารที่มีฤทธิ์เป็นเบส มักพบในยาลดกรดมีส่วนผสมของแมกนีเซียมไฮดรอกไซด์และอะลูมิเนียมไฮดรอกไซด์ เป็นต้น

ในบท กรดและเบส นี้ กล่าวถึงชนิดของสารละลายซึ่งเป็นพื้นฐานของ กรดและเบสก่อน ตามด้วยนิยามของกรดเบส ชนิดของกรดเบส ความแรงของกรดและเบส การวัด pH ของสารละลายกรดเบส การคำนวณกรดอ่อนเบสอ่อน และร้อยละการแตกตัว

2.2 ความหมายและคุณสมบัติของอิเล็กโทรไลต์ (Electrolytic properties)

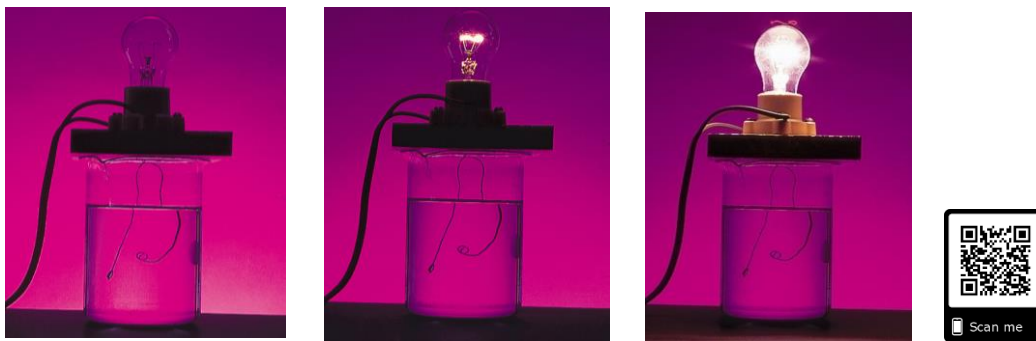
สารอิเล็กโทรไลต์ คือ สารที่เมื่อละลายในน้ำแล้วแตกตัวเป็นไอออนได้ดี แล้วมีคุณสมบัตินำไฟฟ้าได้ดี อาจกล่าวอีกนัยหนึ่ง คือ อิเล็กโทรไลต์เป็นตัวถูกละลายที่เมื่อละลายน้ำแล้วนำไฟฟ้าได้ เช่น NaCl, HCl, KOH เป็นต้น ส่วนสารละลายอิเล็กโทรไลต์ (electrolyte) คือ สารละลายที่เมื่อตัวอิเล็กโทรไลต์ละลายในน้ำแล้วแตกตัวเป็นไอออน และสารละลายนั้นนำไฟฟ้าได้ ส่วนสารละลายนอนอิเล็กโทรไลต์ (non-electrolyte) คือ สารที่ละลายน้ำแล้วไม่แตกตัวเป็นไอออน และไม่นำไฟฟ้า (สารประกอบโคเวเลนต์บางชนิด) เช่น น้ำตาล , แอลกอฮอล์ เป็นต้น สารละลายนอนอิเล็กโทรไลต์ คือ สารละลายที่มีสารนอนอิเล็กโทรไลต์ละลายอยู่ในน้ำ และไม่นำไฟฟ้า

2.2.1 อิเล็กโทรไลต์อ่อน (weak electrolyte) หมายถึง สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวได้บางส่วน นำไฟฟ้าได้น้อย เช่น HF, NH_4OH เป็นต้น

2.2.2 อิเล็กโทรไลต์แก่ (strong electrolyte) หมายถึง สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวเป็นไอออนได้ 100% และนำไฟฟ้าได้ดีมาก เช่น กรดแก่ เบสแก่ และเกลือส่วนใหญ่จะแตกตัวได้ 100%

ภาพที่ 2.1 แสดงให้เห็นถึงความแตกต่างระหว่างสารละลายนอนอิเล็กโทรไลต์ สารละลายอิเล็กโทรไลต์อ่อน และสารละลายอิเล็กโทรไลต์แก่ โดยใช้ความสามารถในการนำไฟฟ้าของสารละลายเป็นเกณฑ์ โดยตัวถูกละลายต่างชนิดกันจะละลายในตัวทำละลายที่เป็นน้ำ เมื่อจ่ายกระแสไฟฟ้าเข้าไป สารละลายใดนำไฟฟ้าได้ดี ซึ่งจะสังเกตจากหลอดไฟที่ส่องสว่าง จะเป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ สารละลายที่

นำไฟฟ้าได้บ้างจะเป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน สังเกตได้จากความสว่างของหลอดไฟที่สว่างเล็กน้อย และสารละลายที่หลอดไฟไม่สว่างเป็น สารละลายนอนอิเล็กโทรไลต์



ภาพที่ 2.1 สารละลายนอนอิเล็กโทรไลต์ (ซ้าย) สารละลายอิเล็กโทรไลต์อ่อน (กลาง) สารละลายอิเล็กโทรไลต์แก่ (ขวา)

ที่มา: Chang, R. (2010). *Chemistry*: McGraw-Hill. p 122

2.3 กรดและเบสกับความเป็นอิเล็กโทรไลต์

(Acids and Bases as Electrolyte)

กรดและเบสสามารถแบ่งประเภทตาม “ความแรง (strength)” ของกรดและเบสนั้น ความแรงในที่นี้ หมายถึง ความสามารถในการแตกตัวเป็นไอออนของกรดและเบสในน้ำ ว่าแตกตัวได้มากเพียงใด ซึ่งจะสามารถใช้บอกความแรงของกรดและเบสได้

- ❑ **กรดแก่ (strong acids) และเบสแก่ (strong bases)** จัดเป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ เพราะ กรดแก่และเบสแก่สามารถแตกตัวได้ 100% หรือแตกตัวได้สมบูรณ์ในน้ำ และเมื่อแตกตัวแล้วสามารถนำไฟฟ้าได้ดี
- ❑ **กรดอ่อน (weak acids) และเบสอ่อน (weak bases)** จัดเป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน เพราะ กรดอ่อนและเบสอ่อนสามารถแตกตัวเป็นไอออนในน้ำได้เล็กน้อย และเมื่อแตกตัวแล้วสามารถนำไฟฟ้าได้เล็กน้อย

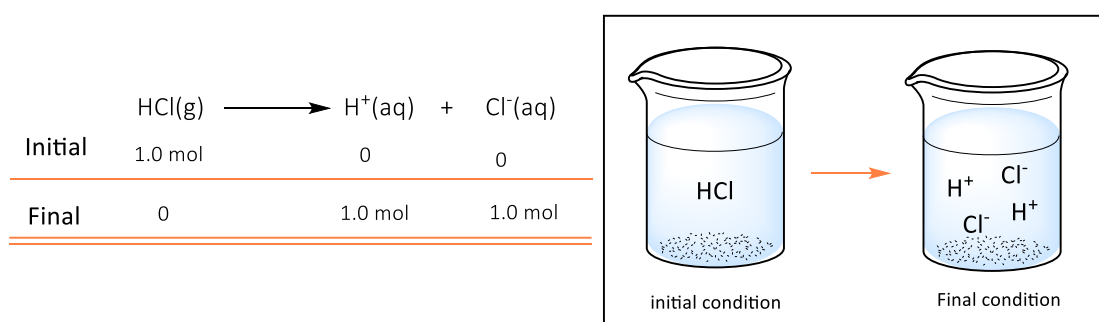
กรดแก่ กรดอ่อน เบสแก่ และเบสอ่อนที่พบได้บ่อยและเป็นตัวพื้นฐานที่ควรจำในการเรียนรู้ในรายวิชาเคมี แสดงในตารางที่ 2.1 ขอให้ผู้ศึกษา พยายามจดจำชนิดของกรดและเบสในตารางนี้ไว้ เพราะค่อนข้างใช้บ่อยและเป็นพื้นฐานในการคำนวณในหัวข้อถัดไป

ตารางที่ 2.1 กรดแก่ กรดอ่อน เบสแก่และเบสอ่อนที่พบบ่อย

กรด	เบส
กรดแก่ Hydrochloric acid (HCl) Hydrobromic acid (HBr) Hydroiodic acid (HI) Nitric acid (HNO ₃) Sulfuric acid (H ₂ SO ₄) Perchloric acid (HClO ₄)	เบสแก่ <i>Group 1A(1) hydroxides:</i> Lithium hydroxide (LiOH) Sodium hydroxide (NaOH) Potassium hydroxide (KOH) Rubidium hydroxide (RbOH) Cesium hydroxide (CsOH) <i>Group 2A(2) hydroxides:</i> Calcium hydroxide, Ca(OH)₂ Strontiumhydroxide, Sr(OH)₂ Barium hydroxide, Ba(OH)₂
กรดอ่อน Hydrofluoric acid (HF) Phosphoric acid (H ₃ PO ₄) Acetic acid (CH ₃ COOH)	เบสอ่อน Ammonia, NH ₃ (NH ₄ OH)

*หมายเหตุ กรดและเบสในตารางนี้เป็นเพียงตัวอย่างบางส่วนเท่านั้น

คำว่าแตกตัวได้ 100% หรือแตกตัวอย่างสมบูรณ์ (complete dissociation) จะอธิบายให้เข้าใจง่ายขึ้นจากตัวอย่างดังนี้ สารอิเล็กโทรไลต์ในที่นี้ใช้ HCl ละลายในน้ำ ในสภาวะเริ่มต้นมีสาร HCl อยู่ 1.0 mol เมื่อละลายน้ำ จนกระทั่งการแตกตัวสิ้นสุด ในสภาวะสุดท้ายจะไม่พบ HCl ในรูปโมเลกุลอยู่ในปิกเกอร์ แต่จะพบ H⁺ และ Cl⁻ อย่างละ 1.0 mol แทน นั่นคือ HCl จะสลายแตกตัว ให้ H⁺ และ Cl⁻ จนตัว HCl หายไปหมด กรณีนี้จึงเรียกว่า แตกตัว 100% พิจารณาภาพที่ 2.2 ประกอบ

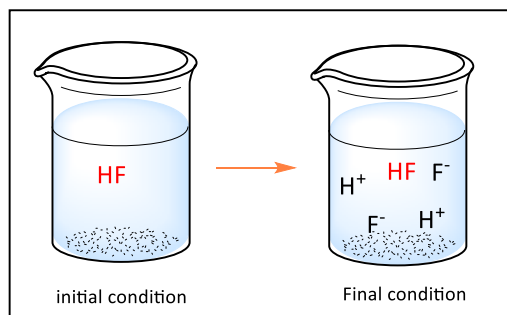


ภาพที่ 2.2 อธิบายการแตกตัวอย่างสมบูรณ์ของกรดแก่ โดยใช้ HCl เป็นตัวอย่างประกอบการอธิบาย

ส่วนคำว่า แตกตัวได้บ้างหรือแตกตัวไม่สมบูรณ์ จะอธิบายให้เห็นภาพจากตัวอย่างดังนี้ เมื่อละลายกรดอ่อนหรือเบสอ่อนในน้ำ เช่น ละลาย HF ในน้ำ ที่สภาวะเริ่มต้นมีโมเลกุล HF อยู่ 1.0 โมล โดยทราบว่า HF แตกตัวจะให้ H⁺ และ F⁻ เมื่อระบบเข้าสู่สภาวะสมดุล จะพบ สารทั้งสามสปีชีส์ คือ HF, H⁺ และ F⁻ อยู่ในระบบ ที่ใช้คำว่าเข้าสู่สมดุลนั้นเพราะ H⁺ และ F⁻ ก็สามารถทำปฏิกิริยากันแล้วย้อนกลับไปเป็น HF ได้ และ HF ก็สามารถแตกตัวให้ H⁺ และ F⁻ ได้ จึงใช้ลูกศรสองหัว (ทบทวน

บทเรียนเรื่องสมดุลเคมี) นั่นคือ HF แตกตัวไม่หมดจึงมี HF ในรูปโมเลกุลหลงเหลืออยู่ พิจารณาภาพที่ 2.3 ประกอบ

	$\text{HF(g)} \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$	
Initial	1.0 mol	0
Change	-0.4	+0.4
Final	0.6 mol	0.4 mol

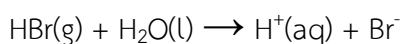


ภาพที่ 2.3 อธิบายการแตกตัวไม่สมบูรณ์ของกรดอ่อน โดยใช้ HF เป็นตัวอย่างประกอบการอธิบาย

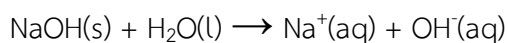
2.4 ทฤษฎีกรดและเบส

2.4.1 ทฤษฎีกรดและเบสของ Arrhenius

Arrhenius ให้นิยามของกรดไว้ คือ สารที่มี H อยู่ในสูตรและเมื่อละลายน้ำจะแตกตัวให้ไฮโดรเนียมไอออน (hydronium ion, H_3O^+) หรือให้โปรตอนออกมา (H^+) เช่น เมื่อ HBr ละลายน้ำจะแตกตัวให้ H^+ และ Br^- ดังปฏิกิริยา

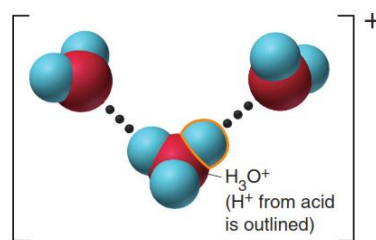


เบส คือ สารที่มี OH อยู่ในสูตรและเมื่อละลายน้ำจะแตกตัวให้ OH^- ออกมา เช่น เมื่อ NaOH ละลายน้ำจะให้ Na^+ และ OH^- ออกมา ดังแสดง



อย่างไรก็ตามทฤษฎีกรดและเบสของ Arrhenius นี้ก็มีข้อจำกัด กล่าวคือ หากสารนั้นไม่มี H หรือ OH ในสูตรหรือสารนั้นไม่ละลายน้ำ ก็ไม่สามารถกำหนดความเป็นกรดเบสของสารนั้น ๆ ได้

ไฮโดรเนียมไอออน (Hydronium ion) คือ การที่ H^+ ละลายในน้ำ แล้วโมเลกุลของน้ำ (H_2O) เข้ามาล้อมรอบ H^+ เกิดพันธะไฮโดรเจนเกิดขึ้น (ภาพที่ 2.4) ซึ่งจะนิยมเขียนเป็น H_3O^+ ไฮโดรเนียมไอออนมีประจุไฟฟ้าเป็นบวก



ภาพที่ 2.4 H^+ ที่ถูกล้อมด้วย H_2O

ที่มา: Silberberg, M., and Amateis, P. (2014). *Chemistry The Molecular Nature of Matter and Change*: McGraw-Hill Science. p 159

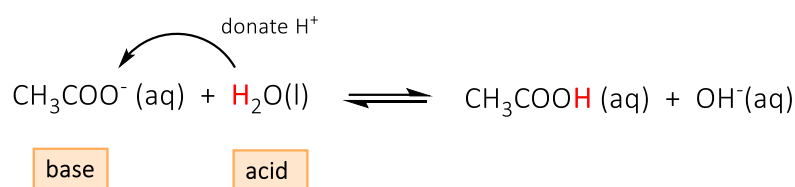
2.4.2 ทฤษฎีกรดและเบสของ Brønsted และ Lowry

ด้วยข้อจำกัดนิยามของกรดและเบสของ Arrhenius หากสารนั้นไม่มี H หรือ OH อยู่ในสูตรก็อาจไม่สามารถกำหนดความเป็นกรดเบสได้ นักวิทยาศาสตร์ชื่อ Brønsted และ Lowry ได้ให้นิยามของกรดและเบสไว้

กรด คือ สารที่ให้โปรตอน (H^+)

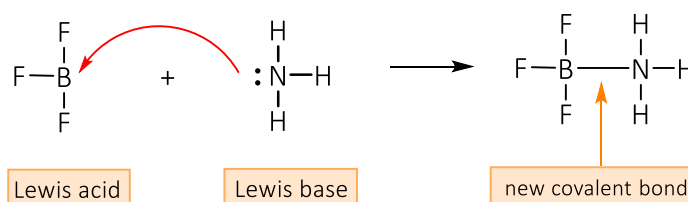
เบส คือ สารที่รับโปรตอน

ยกตัวอย่างเช่น CH_3COO^- (acetate anion) เป็นสารที่ไม่มี H หรือ OH ในสูตร (CH_3 เป็นหมู่ methyl ไม่เกี่ยวข้องกับความเป็นกรดหรือเบส จะกล่าวต่อไปในบทเคมีอินทรีย์) แต่เมื่อ CH_3COO^- ละลายน้ำแล้วสามารถกำหนดความเป็นกรดเบสได้ตามทฤษฎีของ Brønsted และ Lowry กล่าวคือ CH_3COO^- จะรับ H^+ จากน้ำ แล้วเกิดเป็น CH_3COOH นั้นแสดงว่า CH_3COO^- ทำหน้าที่เป็นเบสตามทฤษฎีของ Brønsted และ Lowry ส่วนน้ำทำหน้าที่ให้ H^+ แสดงว่า H_2O ทำหน้าที่เป็นกรด ดังแสดงในปฏิกิริยาด้านล่าง



2.4.3 ทฤษฎีกรดและเบสของ Lewis

ทฤษฎีกรดเบสของ Brønsted และ Lowry มีข้อจำกัดตรงที่ หากสารใดไม่มี H^+ ในสูตร สารนั้นจะไม่สามารถกำหนดความเป็นกรดเบสได้ แต่กรดและเบสในทฤษฎีของ Lewis ได้ให้นิยามไว้ว่า **กรด คือ สารที่สามารถรับคู่อิเล็กตรอนจากเบส แล้วเกิดพันธะโคเวเลนต์** ส่วน **เบส คือ สารที่สามารถให้คู่อิเล็กตรอนในการเกิดพันธะโคเวเลนต์** ดังตัวอย่างที่แสดงด้านล่าง



จากปฏิกิริยาด้านบน BF_3 จะทำหน้าที่เป็นกรดเพราะ B จะรับคู่อิเล็กตรอนจาก N อะตอม ส่วน NH_3 จะทำหน้าที่เป็นเบส เพราะอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวบนไนโตรเจนอะตอม สามารถให้อิเล็กตรอนกับ B ได้ เกิดเป็นพันธะโคเวเลนต์ใหม่เกิดขึ้น

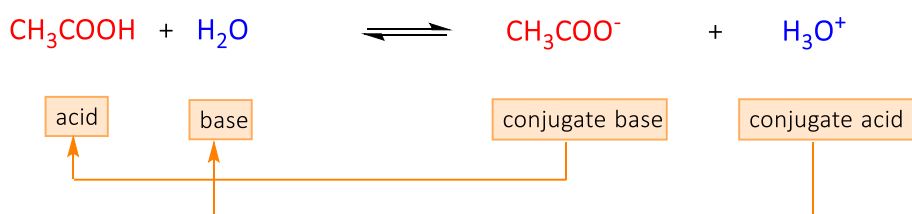
2.5 คู่กรดเบส

(Conjugate acid-base pair)

เรื่องคู่กรดเบสนี้เป็นทฤษฎีที่ขยายมาจาก ทฤษฎีกรดเบสของ Brønsted และ Lowry คู่กรด-เบส จะมีจำนวนโปรตอน (H^+) ต่างกัน 1 ตัว โดยที่ คู่กรด คือ สารที่มีโปรตอน (H^+) มากกว่าเบส 1 ตัว ส่วนคู่เบส คือ สารที่มีโปรตอนน้อยกว่ากรด 1 ตัว เพื่อความเข้าใจมากยิ่งขึ้น สามารถพิจารณาได้จาก ตัวอย่างที่ 2.1 และ 2.2 ดังแสดง

ตัวอย่างที่ 2.1 | ปฏิกริยาระหว่าง CH_3COOH กับ H_2O

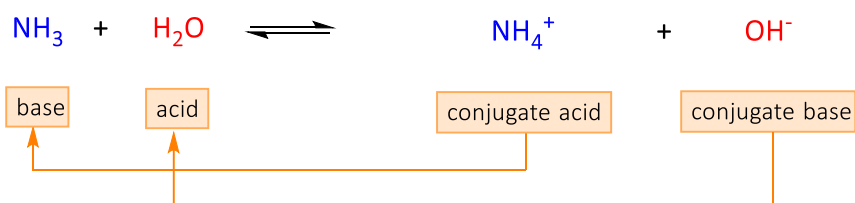
ปฏิกิริยาการละลายน้ำของ CH_3COOH



จากปฏิกิริยาที่แสดงด้านบน เมื่อพิจารณาทฤษฎีกรดเบสของ Brønsted และ Lowry จะพบว่า CH_3COOH ทำหน้าที่เป็นกรด ส่วนน้ำทำหน้าที่เป็นเบส เพราะ CH_3COOH ให้โปรตอนกับน้ำ และน้ำรับโปรตอนจาก CH_3COOH เมื่อพิจารณาคู่ของกรด CH_3COOH นั้น คือ CH_3COO^- จะมีโปรตอนน้อยกว่ากรด CH_3COOH อยู่ 1 ตัว ดังนั้น CH_3COO^- เป็นคู่เบสของกรด CH_3COOH เมื่อพิจารณาคู่ของ H_2O และ H_3O^+ พบว่า H_3O^+ มีโปรตอนมากกว่า H_2O อยู่ 1 ตัว ดังนั้น H_3O^+ เป็นคู่กรดของเบส H_2O

ตัวอย่างที่ 2.2 | ปฏิกริยาระหว่าง NH_3 กับ H_2O

ปฏิกิริยาการละลายน้ำของ NH_3



ตัวอย่างที่ 2.2 | ปฏิกริยาระหว่าง NH_3 กับ H_2O

จากปฏิกิริยาที่แสดงด้านบน เมื่อพิจารณาทฤษฎีกรดเบสของ Brønsted และ Lowry จะพบว่า NH_3 ทำหน้าที่เป็น เบส ส่วนน้ำทำหน้าที่เป็นกรด เพราะ NH_3 รับโปรตอนจากน้ำ และน้ำให้โปรตอนกับ NH_3 เกิดเป็น NH_4^+ เมื่อพิจารณาคู่ของ NH_3 และ NH_4^+ พบว่า NH_4^+ มีโปรตอนมากกว่า NH_3 อยู่ 1 ตัว ดังนั้น NH_4^+ เป็นคู่กรด ของเบส NH_3 ส่วนเมื่อพิจารณาคู่ของ H_2O และ OH^- พบว่า OH^- มีโปรตอนน้อยกว่ากรด H_2O อยู่ 1 ตัว ดังนั้น OH^- เป็นคู่เบสของกรด H_2O

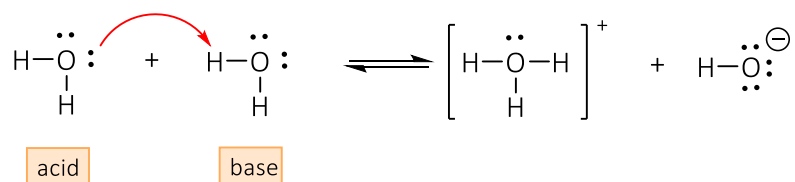
2.6 สมบัติกรด-เบสของน้ำ

(Acid-Base properties of water)

น้ำเป็นตัวทำละลายที่สามารถรับและจ่ายโปรตอนได้ หากน้ำทำปฏิกิริยากับกรด เช่น HCl CH_3COOH น้ำจะทำหน้าที่เป็นเบส หากน้ำทำปฏิกิริยากับเบส เช่น NaOH น้ำจะทำหน้าที่เป็นกรด ดังนั้นตามทฤษฎีของ Brønsted และ Lowry น้ำจึงมีคุณสมบัติเป็นได้ทั้งกรดและเบส โดยปกติแล้วน้ำจะเป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน สามารถแตกตัวให้ H_3O^+ และ OH^- ได้ ดังสมการ



การแตกตัวของน้ำนี้ เพื่ออธิบายคุณสมบัติกรดเบสของน้ำ จะเขียนแสดงปฏิกิริยาในรูปของ autoionization หรือเรียกอีกอย่างว่า self-ionization ดังแสดง



หากพิจารณาเรื่องสมดุลแล้ว ปฏิกริยาการแตกตัวของน้ำ สามารถเขียนแสดงค่าคงที่สมดุลได้ ดังแสดง

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

เนื่องจากความเข้มข้นของ $[\text{H}_2\text{O}]$ มีค่า 55.5 mol/L ซึ่งเป็นค่าคงที่ เราสามารถตัดพจน์ของ $[\text{H}_2\text{O}]$ ออกจากสมการค่าคงที่การแตกตัวของน้ำได้ ซึ่งจะแสดงค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ (ใช้ตัวย่อ K_w) ได้ใหม่เป็น

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

... (สมการที่ 2.1)

ที่อุณหภูมิ 25 °C น้ำจะแตกตัวให้ $[H^+]$ เข้มข้น $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ และ $[OH^-]$ เข้มข้น $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ เมื่อแทนค่าพจน์เหล่านี้ในสมการที่ 2.1 จะได้

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

$$K_w = (1.0 \times 10^{-7})(1.0 \times 10^{-7}) = 1.0 \times 10^{-14}$$

ดังนั้นค่า K_w จะมีค่า 1.0×10^{-14} ที่อุณหภูมิ 25 °C

สรุปสูตร

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} \quad \dots (\text{สมการที่ 2.2})$$

เมื่อ K_w เป็นค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ มีค่า 1.0×10^{-14} ที่อุณหภูมิ 25 °C

$[H_3O^+]$ คือ ความเข้มข้นของกรด (หน่วย mol/L)

$[OH^-]$ คือ ความเข้มข้นของเบส (หน่วย mol/L)

จากสมการที่ 2.2 จะพบว่า หากสารละลายใดๆ มี $[H_3O^+]$ เท่ากับ $[OH^-]$ แสดงว่าสารละลายนั้นมีคุณสมบัติเป็นกลาง หากสารละลายมี $[H_3O^+]$ มากกว่า $[OH^-]$ แสดงว่าสารละลายนั้นมีฤทธิ์เป็นกรด แต่ถ้าหากสารละลายมี $[H_3O^+]$ น้อยกว่า $[OH^-]$ สารละลายนั้นจะมีฤทธิ์เป็นเบส ตัวอย่างการใช้สมการที่ 2.2 ในการคำนวณแสดงในตัวอย่างที่ 2.3

ตัวอย่างที่ 2.3 | การคำนวณความเข้มข้นของ $[H_3O^+]$ และ $[OH^-]$ ในสารละลาย

โจทย์ นักเคมีวัดความเข้มข้นของ H_3O^+ ในสารละลาย HCl พบว่ามีความเข้มข้น $3.0 \times 10^{-4} \text{ M}$ ที่อุณหภูมิ 25 °C จงคำนวณหาความเข้มข้นของ OH^- ในสารละลายนี้ พร้อมทั้งระบุว่าสารละลายนี้มีคุณสมบัติเป็นกรดหรือเบส

วิธีคิด โจทย์กำหนด $[H_3O^+]$ มีค่า $3.0 \times 10^{-4} \text{ M}$ และค่า K_w เราทราบค่า มีค่า 1.0×10^{-14} เพราะวัดที่อุณหภูมิคงที่ 25 °C เมื่อนำค่าเหล่านี้แทนค่าในสมการ 2.2 และคำนวณหาคำตอบจะได้

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

$$1.0 \times 10^{-14} = (3.0 \times 10^{-4})[OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{3.0 \times 10^{-4}} = 3.3 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

จะเห็นว่า $[H_3O^+]$ มีค่ามากกว่า $[OH^-]$ ดังนั้น สารละลายนี้เป็น กรด

ตัวอย่างที่ 2.3 | การคำนวณความเข้มข้นของ $[H_3O^+]$ และ $[OH^-]$ ในสารละลาย

2.7 การแสดงความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน โดยใช้ค่า pH (Expressing the Hydronium ion Concentration: The pH Scale)

แม้ว่าเราสามารถบอกความเป็นกรดเป็นเบสของสารละลายได้จากความเข้มข้นของ $[H_3O^+]$ กับ $[OH^-]$ แต่เพื่อความสะดวกในการบอกความเป็นกรดเป็นเบส นิยมใช้ค่า pH ในการแสดงความเข้มข้นของสาร ค่า pH คือ ค่าที่ใช้แสดงความเข้มข้นของสารละลาย มีค่าอยู่ระหว่าง 1–14 ค่า pH สามารถคำนวณได้จาก ลบของลอการิทึม (negative logarithm) ของความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออน (H^+) ในสารละลาย ดังแสดงในสมการที่ 2.3

$$pH = -\log [H^+] \quad \dots (\text{สมการ 2.3})$$

ตัวอย่างแสดงการคำนวณ pH และการแทนค่าสูตร พร้อมทั้งการแก้สมการลอการิทึมพื้นฐาน แสดงในตัวอย่างที่ 2.4 และ 2.5

ตัวอย่างที่ 2.4 | การคำนวณ pH ของละลาย

โจทย์ จงคำนวณหา pH ของสารละลายกรดที่มีความเข้มข้นของ H^+ เท่ากับ $10^{-12} M$

วิธีคิด โจทย์กำหนด $[H^+]$ มีค่า $10^{-12} M$ นำค่านี้แทนค่าในสมการ 2.3 แก้สมการถอด log จะเห็นว่า $\log(10^{-12})$ จะได้ค่า -12 เมื่อคูณกับ (-1) จะได้ pH เท่ากับ 12 ดังแสดงด้านล่าง

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

$$pH = -\log (10^{-12})$$

$$pH = (-1)(-12)$$

$$pH = 12$$

ตัวอย่างที่ 2.5 | การคำนวณ pH ของละลาย

โจทย์ จงคำนวณหา pH ของสารละลายกรดที่มีความเข้มข้นของ H^+ เท่ากับ $5.4 \times 10^{-4} M$

วิธีคิด โจทย์กำหนด $[H^+]$ มีค่า $5.4 \times 10^{-4} M$ นำค่านี้แทนค่าในสมการ 2.3 แก้สมการถอด log รายละเอียดแสดงด้านล่าง

ตัวอย่างที่ 2.5 | การคำนวณ pH ของละลาย

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

$$\text{pH} = -\log (5.4 \times 10^{-4})$$

$$\text{pH} = (-1)(\log 5.4 + \log 10^{-4})$$

$$\text{pH} = 3.27$$

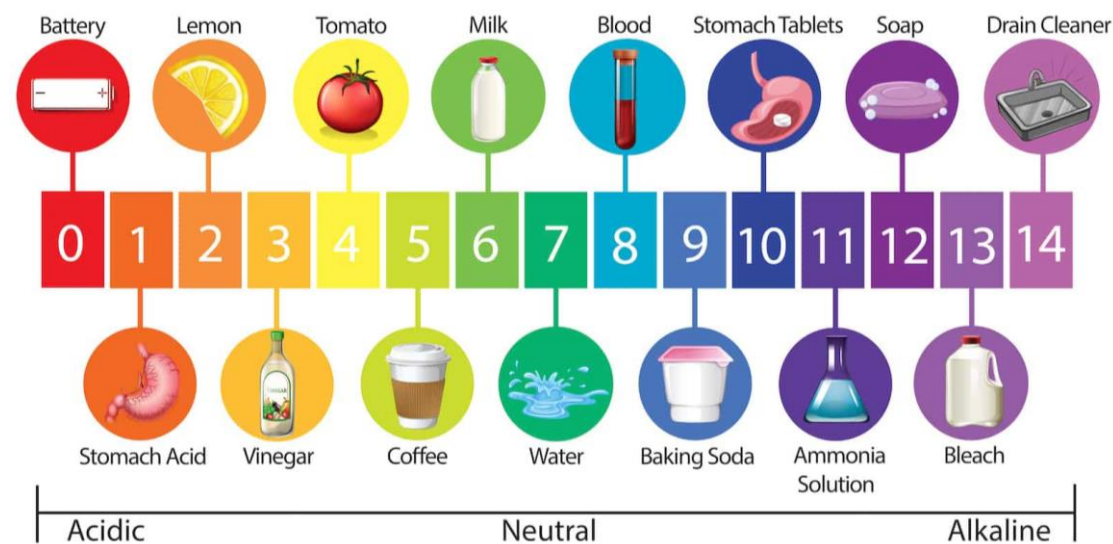
เนื่องด้วย pH เป็นค่าที่ง่ายและสะดวกที่สุดในการบ่งบอกถึงความเข้มข้นของ H^+ สารละลายของกรดและเบส ที่อุณหภูมิ 25 °C สามารถแยกความเป็นกรด เบส กลาง ได้ดังนี้

ในกรณีที่สารละลายมีฤทธิ์เป็นกรด โดย $[\text{H}^+] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$, จะมีค่า $\text{pH} < 7.00$

ในกรณีที่สารละลายเป็นกลาง โดย $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$, จะมีค่า $\text{pH} = 7.00$

ในกรณีที่สารละลายมีฤทธิ์เป็นเบส โดย $[\text{H}^+] < 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$, จะมีค่า $\text{pH} > 7.00$

ภาพที่ 2.5 แสดงค่าของ pH ของสารแต่ละชนิดที่พบเจอได้บ่อยในชีวิตประจำวันและมักพบอยู่ใกล้ตัวเรา เช่น กรดที่อยู่ในกระเพาะอาหารมีความเป็นกรดมาก pH ประมาณ 1 หรือแม้กระทั่งสบู่ก็จะมี pH สูงมากแสดงถึงความเป็นเบสมาก เป็นต้น



ภาพที่ 2.5 ค่า pH ของสารละลายที่มักพบในชีวิตประจำวัน

ที่มา: Little Coffee Place. (2019). *Is Coffee Acidic? pH of Coffee*. Retrieved July 20, 2019, from <https://neptune-coffee.com/is-coffee-acidic>

เมื่อรู้จักกับ pH ในนามของ ลบของลอการิทึม (negative logarithm) ของความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออน ดังนั้น เมื่อแทนความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออนด้วย ไฮดรอกไซด์แอนไอออน (OH^-) เราจะเรียกค่านี้ว่า pOH นิยามของ pOH คือ ลบของลอการิทึมของความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์แอนไอออน (OH^-) เขียนเป็นสมการได้ดังแสดงในสมการ 2.4

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad \dots (\text{สมการ 2.4})$$

2.8 ความสัมพันธ์ระหว่าง pH pOH และ K_w

เมื่อเราพิจารณาสมการที่ 2.2 สมการการแตกตัวของน้ำที่ 25°C จะได้ว่า

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

เมื่อทำการใส่ log ทั้งสองข้างของสมการจะได้ว่า

$$-\log ([\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]) = -\log (1.0 \times 10^{-14})$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] + -\log [\text{OH}^-] = 14$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

ดังนั้น สรุปความสัมพันธ์ดังสมการ 2.5

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \dots (\text{สมการ 2.5})$$

สมการ 2.5 แสดงความสัมพันธ์ระหว่าง pH และ pOH ตัวอย่างการคำนวณที่ใช้สมการนี้จะแสดงในตัวอย่างที่ 2.6

ตัวอย่างที่ 2.6 | โจทย์คำนวณที่ใช้สมการที่ 2.5 ในการแก้โจทย์ปัญหา

โจทย์ จงคำนวณหา pH ของสารละลาย NaOH ที่มีความเข้มข้นของ OH^- เท่ากับ $2.9 \times 10^{-4} \text{ M}$

วิธีคิด โจทย์กำหนด $[\text{OH}^-]$ มีค่า $2.9 \times 10^{-4} \text{ M}$ นำค่านี้แทนค่าในสมการ 2.4 จะได้

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

$$\text{pOH} = -\log (2.9 \times 10^{-4})$$

$$\text{pOH} = 3.54$$

ตัวอย่างที่ 2.6 | โจทย์คำนวณที่ใช้สมการที่ 2.5 ในการแก้โจทย์ปัญหา

อย่างไรก็ตามโจทย์ต้องการหาค่า pH ของสารละลาย NaOH ดังนั้น ต้องใช้สมการ 2.5 เพื่อหาคำตอบ

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} + 3.54 = 14$$

$$\text{pH} = 14 - 3.54 = 10.46$$

ดังนั้น สารละลายนี้มี pH เท่ากับ 10.46

2.9 การคำนวณ pH และ pOH ของกรดแก่และเบสแก่

จากที่กล่าวไปในหัวข้อ 2.2 แล้วนั้น กรดแก่และเบสแก่สามารถแตกตัวได้ 100% ดังนั้นถ้าทราบความเข้มข้นของกรดแก่หรือเบสแก่ ก็จะสามารถทราบความเข้มข้นของ $[\text{H}^+]$ หรือ $[\text{OH}^-]$ ได้ ซึ่งสามารถใช้ค่าความเข้มข้นเหล่านี้แทนค่าใน สมการที่ 2.3 หรือ 2.4 ได้เลย ตัวอย่างการคำนวณค่า pH และ pOH ของกรดแก่และเบสแก่ สามารถพิจารณาได้จากตัวอย่างโจทย์ที่ 2.7 และ 2.8

ตัวอย่างที่ 2.7 | การคำนวณ pH ของกรดแก่

โจทย์ จงคำนวณหา pH ของสารละลาย HCl ที่มีความเข้มข้น $1.3 \times 10^{-3} \text{ M}$

วิธีคิด จากโจทย์จะเห็นว่า HCl เป็นกรดแก่ แสดงว่าแตกตัวได้สมบูรณ์ในน้ำ (แตกตัว 100%) โดยเมื่อเราสร้างตาราง ICF จะได้

	HCl(aq)	→	H ⁺ (aq)	+	Cl ⁻ (aq)
Initial (M) :	1.3×10^{-3}		0		0
Change (M) :	-1.3×10^{-3}		$+1.3 \times 10^{-3}$		$+1.3 \times 10^{-3}$
Final (M) :	0		1.3×10^{-3}		1.3×10^{-3}

จากตาราง ICF ที่แสดงด้านบนจะเห็นว่าเมื่อสถานะเริ่มต้น (initial) จะมีโมเลกุลของ HCl อยู่ $1.3 \times 10^{-3} \text{ M}$ แต่เมื่อให้มันละลายน้ำจนแตกตัวสมบูรณ์ HCl โมเลกุล จะแตกตัวไปจนหมดไม่เหลือ บรรทัด Change ในแถวแรกจึงใส่ว่า HCl หายไป $-1.3 \times 10^{-3} \text{ M}$ แล้วเกิด H^+ และ Cl^- ขึ้นมาอย่างละ $1.3 \times 10^{-3} \text{ M}$ ดังนั้นจะเห็นว่าที่ภาวะสุดท้าย (Final) จะมี H^+ เข้มข้น $1.3 \times 10^{-3} \text{ M}$ แล้วจึงนำไปแทนค่าในสูตรที่ 2.3

ตัวอย่างที่ 2.7 | การคำนวณ pH ของกรดแก่

จากสูตรที่ 2.3 จะได้ว่า $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$
 แทนค่า $[\text{H}^+] = 1.3 \times 10^{-3} \text{ M}$ จะได้
 $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$
 $\text{pH} = -\log (1.3 \times 10^{-3})$
 $\text{pH} = 3.00$

ดังนั้น สารละลายกรด HCl เข้มข้น $1.3 \times 10^{-3} \text{ M}$ จะมี pH เท่ากับ 3.00

ตัวอย่างที่ 2.8 | การคำนวณ pH ของเบสแก่

โจทย์ จงคำนวณหา pH ของสารละลาย Ba(OH)_2 ที่มีความเข้มข้น 0.02 M

วิธีคิด จากโจทย์จะเห็นว่า Ba(OH)_2 เป็นเบสแก่ แสดงว่าแตกตัวได้สมบูรณ์ในน้ำ (แตกตัว 100%) โดยเมื่อเราสร้างตาราง ICF จะได้

	$\text{Ba(OH)}_2(\text{aq})$	$\rightarrow$	$\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$	+	$2\text{OH}^-(\text{aq})$
Initial (M) :	0.02		0		0
Change (M) :	-0.02		+0.02		+0.04
Final (M) :	0		0.02		0.04

อัตราส่วน 1:1:2

จากตาราง ICF ที่แสดงด้านบนจะเห็นว่าเมื่อสถานะเริ่มต้น (initial) จะมีโมเลกุลของ Ba(OH)_2 อยู่ 0.02 M แต่เมื่อให้มันละลายน้ำจนแตกตัวสมบูรณ์ Ba(OH)_2 โมเลกุล จะแตกตัวไปจนหมดไม่เหลือ บรรทัด Change ในแถวแรกจึงใส่ว่า Ba(OH)_2 หายไป -0.02 M แล้วเกิด Ba^{2+} ขึ้นมาที่ความเข้มข้น +0.02 M และเกิด OH^- ขึ้นมาที่ความเข้มข้น +0.04 M สาเหตุที่ได้ OH^- ขึ้นมาที่ความเข้มข้น +0.04 M นั้นเพราะสัมประสิทธิ์หน้าสารในสมการที่ดุลแล้ว (หน้า OH ในสมการเคมีมีเลข 2 อยู่) แสดงถึงอัตราส่วนในการเกิดปฏิกิริยาเป็น 1: 1: 2 ดังนั้นจะเห็นว่าที่ภาวะสุดท้าย (Final) จะมี OH^- เข้มข้น 0.04 M แล้วจึงนำไปแทนค่าในสูตรที่ 2.4

จากสูตรที่ 2.4 จะได้ว่า $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$
 แทนค่า $[\text{OH}^-] = 0.04 \text{ M}$ จะได้

ตัวอย่างที่ 2.8 | การคำนวณ pH ของเบสแก่

$$\text{pOH} = -\log(0.04)$$

$$\text{pOH} = 1.4$$

เมื่อนำ pOH มาแทนค่าในสมการที่ 2.5 จะได้

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

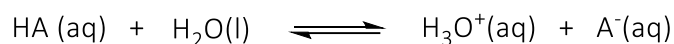
$$\text{pH} + 1.40 = 14$$

$$\text{pH} = 14 - 1.40 = 12.6$$

ดังนั้น สารละลายเบส $\text{Ba}(\text{OH})_2$ เข้มข้น 0.02 M จะมี pH เท่ากับ 12.60

2.10 กรดอ่อนและค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อน

หัวข้อ 2.2 ได้อธิบายความหมายของกรดอ่อนไว้ โดยกรดอ่อนได้แก่ HF, CH_3COOH เป็นต้น หากเราแทนกรดอ่อนที่แตกตัวหนึ่งครั้งด้วย HA จะสามารถเขียนเป็นสมการการแตกตัวของกรดอ่อนได้ดังนี้



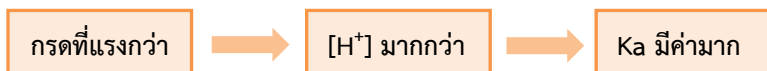
หรือมักเขียนแบบอย่างง่ายได้เป็น



เนื่องจากกรดอ่อนเมื่อละลายน้ำจะแตกตัวให้ $\text{H}^+(\text{aq})$ และ $\text{A}^-(\text{aq})$ ซึ่งทั้งสองตัวนี้สามารถทำปฏิกิริยาแล้วย้อนกลับไปเป็น $\text{HA}(\text{aq})$ ได้ การแตกตัวของกรดอ่อนนี้มักจะอยู่ในสมดุล (ทบทวนเรื่อง สมดุลเคมี) เมื่อนำความรู้เรื่องค่าคงที่ของสมดุลมาใช้ ทำให้สามารถเขียนเป็นค่าคงที่ของการแตกตัวของกรดอ่อนได้ว่า

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

เมื่อ K_a คือ ค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อน ซึ่งมาจากค่าคงที่ของสมดุลของปฏิกิริยาการแตกตัวของกรดอ่อนที่อุณหภูมิคงที่ (โดยทั่วไปมักแสดงค่า K_a ที่ 25°C) ค่า K_a ของกรดแต่ละชนิดจะเป็นค่าที่บอกความแรงของกรดอ่อนนั้น ว่ามีความสามารถในการแตกตัวให้ $[\text{H}^+]$ มากน้อยเพียงใด ยิ่งค่า K_a มากนั้นหมายความว่า $[\text{H}^+]$ มีค่ามาก แสดงว่ากรดนั้นเป็นกรดที่แรง ดังนั้นสรุปได้ว่า ค่า K_a ของกรดอ่อนชนิดใดที่มีค่ามากกว่าจะเป็นกรดที่แรงกว่า



ยกตัวอย่างเช่น กรดอ่อน HF ซึ่งมีค่า K_a ที่ 25° C เท่ากับ 6.8×10^{-4} ส่วน HCN ซึ่งเป็นกรดอ่อนเหมือนกันแต่มีค่า K_a เท่ากับ 6.2×10^{-10} ค่า K_a ของ HF มีค่ามากกว่าดังนั้น HF จึงเป็นกรดที่แรงกว่า HCN เป็นต้น ดังนั้นโปรดระลึกเสมอว่า ค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อน (K_a) จะใช้อธิบายการแตกตัวของกรดอ่อนเท่านั้น ไม่ใช้ในการอธิบายความแรงของกรดแก่

ตารางที่ 2.2 แสดงค่า K_a ของกรดอ่อนบางชนิด ที่อุณหภูมิ 25° C โดยจะเรียงลำดับจากค่า K_a มากไปน้อย หรือกล่าวอีกนัยหนึ่งคือ เรียงลำดับจากความแรงของกรดมากไปน้อย

ตารางที่ 2.2 ค่าคงที่การแตกตัวของกรดบางชนิดที่อุณหภูมิ 25° C

ชื่อ (สูตร)*	โครงสร้างลิวอิส	ปฏิกิริยาการแตกตัว	K _a
Chlorous acid (HClO ₂)	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{Cl}}=\ddot{\text{O}}$	$\text{HClO}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{ClO}_2^-(\text{aq})$	1.1×10^{-2}
Nitrous acid (HNO ₂)	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}$	$\text{HNO}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{NO}_2^-(\text{aq})$	7.1×10^{-4}
Hydrofluoric acid (HF)	$\text{H}-\ddot{\text{F}}:$	$\text{HF}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$	6.8×10^{-4}
Formic acid (HCOOH)	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \end{array}$	$\text{HCOOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HCOO}^-(\text{aq})$	1.8×10^{-4}
Benzoic acid (C ₆ H ₅ COOH)		$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-(\text{aq})$	6.5×10^{-5}
Acetic acid (CH ₃ COOH)	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{:O:} \\ \quad \parallel \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$	1.8×10^{-5}
Hydrocyanic acid (HCN)	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N:}$	$\text{HCN}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CN}^-(\text{aq})$	6.2×10^{-10}
Phenol (C ₆ H ₅ OH)		$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-(\text{aq})$	1.3×10^{-10}

* H ตัวหนา คือ H ที่จะแตกตัวออกไป

2.10.1 การแก้ปัญหาโจทย์คำนวณค่า pH ของกรดอ่อน

ในการแก้ปัญหาโจทย์คำนวณของกรดอ่อนนั้น จะมีแนวทางในการแก้ปัญหาดังนี้

- เขียนสมการการแตกตัวของกรดอ่อน ระบุสิ่งที่โจทย์ให้มา และสิ่งที่โจทย์ถาม
- สร้างตาราง ICE กำหนดความเข้มข้นที่โจทย์ให้มา และในบรรทัด change อาจใส่เป็น x (ขั้นตอนเหมือนดังการแก้โจทย์ในเรื่องสมดุลเคมี)
- เขียนค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อนในเทอมของ x (จากตาราง ICE) และให้เท่ากับค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อนที่โจทย์กำหนดมาให้

4) แก้มสมการหาค่า x และแก้มสมการหาค่า pH ตามที่โจทย์ถาม

ตัวอย่างการคำนวณการหาค่า pH ของกรดอ่อน พิจารณาจากตัวอย่างที่ 2.9

ตัวอย่างที่ 2.9 | การคำนวณ pH ของกรดอ่อน

โจทย์ จงหาค่า pH ของสารละลายกรด HF เข้มข้น 0.5 mol/L (กำหนดค่า K_a ของ HF เท่ากับ 6.8×10^{-4})

วิธีคิด

ขั้นที่ 1 โจทย์ให้ความเข้มข้นเริ่มต้นของ HF เท่ากับ 0.5 mol/L และต้องการให้หาค่า pH ของสารละลาย

ขั้นที่ 2 สร้างตาราง ICE กำหนดความเข้มข้นที่โจทย์ให้มา

	HF (aq)	$\rightleftharpoons$	$H^+(aq)$	+	$F^-(aq)$
Initial (M) :	0.5		0		0
Change (M) :	-x		+x		+x
Equilibrium (M) :	0.5-x		x		x

$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} = \frac{(x)(x)}{(0.5-x)}$$

ขั้นที่ 3 เขียนค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อนในเทอมของ x (จากตาราง ICE) และให้เท่ากับ ค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อนที่โจทย์กำหนดมาให้

$$K_a = \frac{x^2}{(0.5-x)} = 6.8 \times 10^{-4}$$

จัดสมการใหม่จะได้สมการใหม่ในรูปสมการกำลังสอง (quadratic equation) จะได้

$$x^2 + 6.8 \times 10^{-4}x - 3.6 \times 10^{-4} = 0$$

ซึ่งจะเห็นว่าการแก้สมการกำลังสองนี้จะใช้หลักการทางคณิตศาสตร์ที่ซับซ้อน ดังนั้น เพื่อให้การแก้โจทย์ทางคณิตศาสตร์ง่ายขึ้นจะทำการประมาณ

$$0.5-x \approx 0.5$$

จะได้

$$\frac{x^2}{(0.5)} = 6.8 \times 10^{-4}$$

$$x^2 = 3.55 \times 10^{-4}$$

$$x = 0.019$$

ตัวอย่างที่ 2.9 | การคำนวณ pH ของกรดอ่อน

ค่า x ที่หามาได้มีค่าเท่ากับ $[H^+]$ ดังนั้น $[H^+] = 0.019 \text{ mol/L}$

และจะพบว่าที่สมดุล $[H^+] = [F^-] = 0.019 \text{ mol/L}$

$$[HF] = 0.5 - 0.019 = 0.48 \text{ mol/L}$$

ขั้นที่ 4 แก่สมการหาค่า pH ตามที่โจทย์ถาม

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

$$pH = -\log (0.019)$$

$$pH = 1.72$$

ดังนั้นสารละลาย HF ความเข้มข้น 0.5 M นี้ มีค่า pH เท่ากับ 1.72

ในการประมาณค่า $0.5 - x \approx 0.5$ นั้นมีหลักการประมาณอยู่ โดยพิจารณาจากพจน์ของ $[H^+]$ ส่วนด้วยความเข้มข้นเริ่มต้นของสาร คูณ 100 (เรียกชื่อพจน์นี้ว่า ค่าร้อยละการแตกตัว ดูรายละเอียดจากหัวข้อ 2.10.2) มีค่าน้อยกว่า 5% แสดงว่าการประมาณนี้ใช้ได้ เพราะการแตกตัวออกมาเป็น H^+ ของกรดอ่อนมีค่าน้อยมาก ค่า x จึงน้อยมาก ๆ สามารถตัดทิ้งได้เพื่อความสะดวกในการคำนวณ แต่ถ้าหากมีค่ามากกว่า 5% การประมาณไม่สามารถใช้ได้ ต้องแก้สมการทางคณิตศาสตร์ด้วยสมการกำลังสอง ดังนั้นเมื่อคำนวณเสร็จสิ้นแล้วควรต้องตรวจสอบการประมาณค่าด้วยทุกครั้งว่าสามารถประมาณค่าได้หรือไม่

การทดสอบการประมาณ

ค่าที่ได้จากการประมาณ (ค่า x)

0.019

$\frac{0.019}{0.5} \times 100 = 3.8\%$

ความเข้มข้นเริ่มต้น

0.5

ค่าที่ได้มีน้อยกว่า 5% แสดงว่าการประมาณสามารถใช้ได้

2.10.2 ร้อยละการแตกตัวของกรด

ในการทดสอบการประมาณค่าการตัด $-x$ ที่นั่น ในความเป็นจริงแล้วพจน์ที่กล่าวข้างต้นนั้น คือ ร้อยละการแตกตัวของกรด ซึ่งค่านี้ก็เป็นอีกค่าหนึ่งที่สามารถใช้บอกความแรงของกรดอ่อนนั้น ๆ ได้ ค่าร้อยละการแตกตัวของกรด แสดงเป็นสูตรได้ดังนี้

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HA}]_0} \times 100 \quad \dots(\text{สมการที่ 2.6})$$

เมื่อ $[\text{H}^+]$ คือ ความเข้มข้นของ H^+ ที่สภาวะสมดุล และ $[\text{HA}]_0$ คือ ความเข้มข้นของกรดที่ภาวะเริ่มต้น ยกตัวอย่างเช่น สารละลายกรด HF เข้มข้น 0.05 M มีความเข้มข้นของ $[\text{H}^+]$ เท่ากับ 5.6×10^{-3} M จะสามารถคำนวณหาค่า ร้อยละการแตกตัวของกรด ได้ดังนี้

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} = \frac{5.6 \times 10^{-3} \text{ M}}{0.05 \text{ M}} \times 100 = 11\%$$

จะเห็นว่าสารละลายกรด HF เข้มข้น 0.05 M มีค่าร้อยละการแตกตัวเท่ากับ 11% ซึ่งในการคำนวณ แก้โจทย์ปัญหาของกรดอ่อน จะไม่สามารถใช้การประมาณตัด x ทิ้งได้

2.10.3 การใช้สูตรในการแก้โจทย์คำนวณค่า pH ของกรดอ่อน

แม้ว่าจะมีการแสดงขั้นตอนอย่างละเอียดในการแก้โจทย์ปัญหาการคำนวณ pH ของกรดอ่อนไว้ แต่ก็มีขั้นตอนที่ซับซ้อนในระดับหนึ่ง อาจไม่สะดวกในการคำนวณเพื่อนำไปใช้ในห้องปฏิบัติการ หรืออาจจะคิดไม่ทันในการสอบแข่งขัน เมื่อพิจารณาตัวอย่างที่ 2.9 ประกอบจะเห็นว่าทุกครั้งที่ในการแก้โจทย์ปัญหาจะมีการสร้างตาราง ICE และตัด $-x$ ทิ้ง (ในกรณีที่การทดสอบการประมาณใช้ได้) เมื่อสามารถหาค่า x ได้ ก็จะสามารถนำไปคำนวณค่า pH ได้ ดังนั้นเมื่อเริ่มจากสมการดังนี้ (พิจารณาตัวอย่างที่ 2.9 ประกอบ)

$$K_a = \frac{x^2}{(0.5)}$$

ค่า x จะมีค่าเท่ากับ $[\text{H}^+]$ และ ตัวเลข 0.5 จะเป็นค่าความเข้มข้นเริ่มต้นตามที่โจทย์กำหนดให้ ในที่นี้จะกำหนดเป็นตัว M จะได้สมการใหม่

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{M}$$

จัดสมการใหม่จะได้

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \times M} \quad \dots(\text{สมการที่ 2.7})$$

เมื่อ $[\text{H}^+]$ คือ ความเข้มข้นของ H^+ ที่สมดุล, K_a คือ ค่าคงที่การแตกตัวของกรด, M คือ ความเข้มข้นเริ่มต้นของกรด

ตัวอย่างการใช้สูตรในการคำนวณสามารถพิจารณาได้จากตัวอย่าง 2.10

ตัวอย่างที่ 2.10 | การคำนวณ pH ของกรดอ่อนโดยใช้สูตร (สมการที่ 2.7)

โจทย์ จงหาค่า pH ของสารละลายกรด benzoic เข้มข้น 0.2 mol/L (กำหนดค่า K_a ของ benzoic เท่ากับ 6.5×10^{-5})

วิธีคิด

ขั้นที่ 1 โจทย์ให้ความเข้มข้นเริ่มต้นกรด benzoic เท่ากับ 0.2 mol/L และต้องการให้หาค่า pH ของสารละลาย

ขั้นที่ 2 แทนค่า ความเข้มข้นเริ่มต้นกรด benzoic (M) และค่า K_a ลงในสมการที่ 2.7 จะได้

$$\begin{aligned} [H^+] &= \sqrt{K_a \times M} \\ &= \sqrt{(6.5 \times 10^{-5}) \times (0.2)} \\ &= 3.6 \times 10^{-3} \text{ M} \end{aligned}$$

ขั้นที่ 3 ทดสอบการประมาณค่าว่า ค่าร้อยละการแตกตัวของกรดเกินกว่า 5% หรือไม่ โดยแทนค่าลงในสมการ 2.6 จะได้

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} = \frac{[H^+]}{[HA]_0} \times 100$$

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} = \frac{3.6 \times 10^{-3}}{(0.2)} \times 100 = 1.8\%$$

ได้ค่าร้อยละการแตกตัวของกรด เท่ากับ 1.8% แสดงว่าการประมาณค่าใช้ได้ และสามารถใช้สูตรในการแก้โจทย์ปัญหาได้

ขั้นที่ 4 แก่สมการหาค่า pH ตามที่โจทย์ถาม

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

$$\text{pH} = -\log (3.6 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 2.44$$

ดังนั้นสารละลายกรด benzoic เข้มข้น 0.2 mol/L นี้ มีค่า pH เท่ากับ 2.44

การแก้โจทย์ปัญหากรดอ่อน บางกรณีโจทย์อาจให้ความเข้มข้นเริ่มต้นของสารและค่า pH มาให้ แล้วให้หาค่า K_a ของสารนั้น ซึ่งสามารถพิจารณาตัวอย่างโจทย์แนวนี้นี้ได้จากตัวอย่างที่ 2.11

ตัวอย่างที่ 2.11 | การคำนวณหาค่า K_a ของกรด

โจทย์ สารละลายกรด butanoic acid ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ แทนด้วย PrCOOH) เข้มข้น 0.15 M มีค่า pH เท่ากับ 2.82 จงหาค่าคงที่การแตกตัวของกรด butanoic acid

วิธีคิด

ขั้นที่ 1

โจทย์กำหนดให้

ความเข้มข้นเริ่มต้นกรด butanoic acid เท่ากับ 0.15 mol/L

ค่า pH เท่ากับ 2.82 นั้นหมายความว่าให้ความเข้มข้นของ $[\text{H}^+]$ ที่สมมูลมาให้ และต้องการให้หา K_a ของ butanoic acid

ขั้นที่ 2

สร้างตาราง ICE กำหนดความเข้มข้นที่โจทย์ให้มา

	PrCOOH (aq)	$\rightleftharpoons$	$\text{H}^+(\text{aq})$	+	$\text{PrCOO}^-(\text{aq})$
Initial (M) :	0.15		0		0
Change (M) :	-x		+x		+x
Equilibrium (M) :	0.15-x		x		x

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{PrCOO}^-]}{[\text{PrCOOH}]} = \frac{(x)(x)}{(0.15-x)} = \frac{x^2}{(0.15-x)}$$

ประมาณ 0.15-x เท่ากับ 0.15 จะได้

$$K_a = \frac{x^2}{(0.15)}$$

จากสูตรนี้ หากเราสามารถหาค่า x ได้ ก็จะสามารถหาค่า K_a ของ butanoic acid ได้ ซึ่งค่า x มีค่าเท่ากับ $[\text{H}^+]$ ที่สามารถหาได้จากค่า pH ที่โจทย์กำหนดมาให้

ขั้นที่ 3

แก้สมการหา $[\text{H}^+]$ จากค่า pH ที่โจทย์ให้มา

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

$$2.82 = -\log [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 1.51 \times 10^{-3} \text{ M}$$

ดังนั้นสารละลายกรด butanoic acid เข้มข้น 0.15 mol/L นี้ มีค่า $[\text{H}^+]$ เท่ากับ $1.51 \times 10^{-3} \text{ M}$

ตัวอย่างที่ 2.11 | การคำนวณหาค่า K_a ของกรด

ขั้นที่ 4 แทนค่า $[H^+] = 1.51 \times 10^{-3} M$ ในสมการหาค่า K_a ที่ได้จากขั้นที่ 2

$$K_a = \frac{x^2}{(0.15)}$$

$$K_a = \frac{(1.51 \times 10^{-3})^2}{(0.15)}$$

$$K_a = 1.52 \times 10^{-5}$$

ขั้นที่ 5 ทดสอบการประมาณค่าว่า ค่าร้อยละการแตกตัวของกรดเกินกว่า 5% หรือไม่ โดยแทนค่า $[H^+]$ และความเข้มข้นเริ่มต้น ลงในสมการ 2.6 จะได้

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} = \frac{[H^+]}{[HA]_0} \times 100$$

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} = \frac{1.5 \times 10^{-3}}{(0.15)} \times 100 = 1.0 \%$$

ได้ค่า ร้อยละการแตกตัวของกรด เท่ากับ 1.0% แสดงว่า การประมาณค่าใช้ได้ และค่า K_a ที่คำนวณออกมาได้นั้นถูกต้อง

ตัวอย่างที่ 2.12 | การคำนวณหาค่า K_a ของกรดอ่อน โดยใช้สูตร

โจทย์ สารละลายกรด butanoic acid ($CH_3CH_2CH_2COOH$ แทนด้วย $PrCOOH$) เข้มข้น 0.15 M มีค่า pH เท่ากับ 2.82 จงหาค่าคงที่การแตกตัวของกรด butanoic acid

วิธีคิด

ขั้นที่ 1 โจทย์กำหนดให้:

ความเข้มข้นเริ่มต้นกรด butanoic acid เท่ากับ 0.15 mol/L คือ M ในสมการ 2.7
ค่า pH เท่ากับ 2.82 นั้นหมายความว่าให้ความเข้มข้นของ $[H^+]$ ที่สมดุลมาให้
โจทย์ต้องการให้หา K_a ของ butanoic acid

ขั้นที่ 2 จาก สมการที่ 2.7 $[H^+] = \sqrt{K_a \times M}$

จะเห็นว่าตัวแปรอีกตัวหนึ่งที่ไม่ทราบคือ $[H^+]$ แต่สามารถหาค่าได้ดังแสดง

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

$$2.82 = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = 1.51 \times 10^{-3} M$$

เมื่อทราบความเข้มข้นของ $[H^+]$ แล้วจึงนำไปแทนค่าในสมการที่ 2.7

ตัวอย่างที่ 2.12 | การคำนวณหาค่า K_a ของกรดอ่อน โดยใช้สูตร

ขั้นที่ 3 แทนค่าตัวแปรที่ทราบค่าในสมการที่ 2.7 จะได้

$$\begin{aligned} [H^+] &= \sqrt{K_a \times M} \\ 1.51 \times 10^{-3} &= \sqrt{K_a \times (0.15 \text{ M})} \\ K_a &= 1.52 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

ขั้นที่ 4 ทดสอบการประมาณค่าว่า ค่าร้อยละการแตกตัวของกรดเกินกว่า 5% หรือไม่ โดยแทนค่า $[H^+]$ และความเข้มข้นเริ่มต้น ลงในสมการ 2.6 จะได้

$$\begin{aligned} \text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} &= \frac{[H^+]}{[HA]_0} \times 100 \\ \text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} &= \frac{1.5 \times 10^{-3}}{(0.15)} \times 100 = 1.0 \% \end{aligned}$$

ได้ค่า ร้อยละการแตกตัวของกรด เท่ากับ 1.0% แสดงว่าการประมาณค่าใช้ได้ และค่า K_a ที่คำนวณออกมาจากการใช้สูตรก็ถูกต้องด้วย

2.11 เบสอ่อนและค่าคงที่การแตกตัวของเบสอ่อน

การแตกตัวของเบสอ่อนเหมือนดังเช่นการแตกตัวของกรดอ่อน ยกตัวอย่างเช่น การแตกตัวของสารละลายแอมโมเนียมไฮดรอกไซด์ (NH_4OH) ดังแสดง

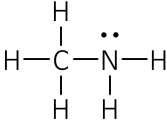
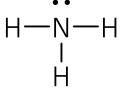
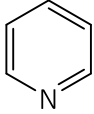
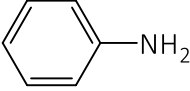
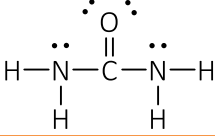


เมื่อ NH_4OH แตกตัวแล้วระบบปรับตัวเข้าสู่สมดุล สามารถเขียนค่าคงที่สมดุลได้ดังแสดง

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$$

เนื่องจากค่า K ที่แสดงด้านบนเป็นค่าคงที่การแตกตัวของเบสอ่อน สัญลักษณ์ตัว K จึงเปลี่ยนไปใช้เป็น K_b ซึ่งแสดงถึงค่าคงที่การแตกตัวของเบสอ่อน ในตาราง 2.3 แสดงค่าคงที่การแตกตัวของเบสอ่อนบางชนิด

ตารางที่ 2.3 ค่าคงที่การแตกตัวของเบสอ่อนบางชนิดที่อุณหภูมิ 25° C

ชื่อ	สูตร	โครงสร้างลิวอิส	K_b
Methylamine	CH_3NH_2		4.4×10^{-4}
Ammonia solution	NH_3 or NH_4OH		1.8×10^{-5}
Pyridine	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$		1.7×10^{-9}
Aniline	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$		3.8×10^{-10}
Urea	$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$		1.5×10^{-14}

ในการแก้โจทย์ปัญหาการหาค่า pH ของเบสอ่อนจะเหมือนในการแก้โจทย์ปัญหาในกรดอ่อนทุกประการ ส่วนสูตรที่ใช้ในการแก้โจทย์จะเปลี่ยนจาก $[\text{H}^+]$ เป็น $[\text{OH}^-]$ และ K_a ก็กลายเป็น K_b ดังแสดงในตารางที่ 2.4 ส่วนตัวอย่างการคำนวณแสดงในตัวอย่างที่ 2.13

ตารางที่ 2.4 สูตรที่ใช้ในการแก้โจทย์ปัญหากรดอ่อน/เบสอ่อน

กรดอ่อน	
$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \times M}$	...(สมการ 2.7)
$\% \text{ ionization} = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HA}]_0} \times 100$	...(สมการ 2.6)
เบสอ่อน	
$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \times M}$	...(สมการ 2.8)
$\% \text{ ionization} = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{MOH}]_0} \times 100$	...(สมการ 2.9)
$[\text{MOH}]_0$ คือความเข้มข้นเริ่มต้นของเบสอ่อน	

ตัวอย่างที่ 2.13 | การคำนวณ pH ของเบสอ่อน

โจทย์ จงหา pH ของสารละลาย NH_3 เข้มข้น 0.4 M
(กำหนดค่า K_b ของ NH_3 เท่ากับ 1.8×10^{-5})

วิธีคิด

ขั้นที่ 1 โจทย์กำหนดให้:
ความเข้มข้นเริ่มต้นของ NH_3 เท่ากับ 0.4 mol/L
ค่า K_b ของ NH_3 เท่ากับ 1.8×10^{-5}

ขั้นที่ 2 สร้างตาราง ICE กำหนดความเข้มข้นที่โจทย์ให้มา

	$\text{NH}_4\text{OH (aq)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+(\text{aq})$	+	$\text{OH}^-(\text{aq})$
Initial (M) :	0.40		0		0
Change (M) :	-x		+x		+x
Equilibrium (M) :	0.40-x		x		x

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{x^2}{(0.40-x)}$$

ประมาณ 0.40-x เท่ากับ 0.40 จะได้

$$K_b = \frac{x^2}{(0.40)}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{(0.40)}$$

$$x = [\text{OH}^-] = 2.7 \times 10^{-3} \text{ M}$$

ขั้นที่ 3 ทดสอบการประมาณค่าว่า ค่าร้อยละการแตกตัวของกรดเกินกว่า 5% หรือไม่ โดยแทนค่า $[\text{H}^+]$ และความเข้มข้นเริ่มต้น ลงในสมการ 2.9 จะได้

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{MOH}]_0} \times 100$$

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} = \frac{2.7 \times 10^{-3}}{(0.40)} \times 100 = 0.68 \%$$

ได้ค่า ร้อยละการแตกตัวของกรด เท่ากับ 0.68% แสดงว่าการประมาณค่าใช้ได้

ตัวอย่างที่ 2.13 | การคำนวณ pH ของเบสอ่อน

ขั้นที่ 4 แก้มการหา ค่า pH

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} + (-\log[\text{OH}^-]) = 14$$

$$\text{pH} + (-\log(2.7 \times 10^{-3})) = 14$$

$$\text{pH} + 2.57 = 14$$

$$\text{pH} = 14 - 2.57$$

$$\text{pH} = 11.43$$

ดังนั้นสารละลาย NH_3 เข้มข้น 0.40 mol/L นี้ มีค่า pH เท่ากับ 11.43

ตัวอย่างที่ 2.14 | การคำนวณ pH ของเบสอ่อนโดยใช้สูตร

โจทย์ จงหา pH ของสารละลาย NH_3 เข้มข้น 0.4 M
(กำหนดค่า K_b ของ NH_3 เท่ากับ 1.8×10^{-5})

วิธีคิด

ขั้นที่ 1 โจทย์กำหนดให้:
ความเข้มข้นเริ่มต้นของ NH_3 เท่ากับ 0.4 mol/L
ค่า K_b ของ NH_3 เท่ากับ 1.8×10^{-5}

ขั้นที่ 2 แทนค่า ความเข้มข้นเริ่มต้นสารละลาย NH_3 (M) และค่า K_b ลงในสมการที่ 2.8 จะได้

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= \sqrt{K_b \times M} \\ &= \sqrt{(1.8 \times 10^{-5}) \times (0.4)} \\ &= 2.7 \times 10^{-3} \text{ M} \end{aligned}$$

ขั้นที่ 3 ทดสอบการประมาณค่าว่า ค่าร้อยละการแตกตัวของกรดเกินกว่า 5% หรือไม่ โดยแทนค่า $[\text{H}^+]$ และความเข้มข้นเริ่มต้น ลงในสมการ 2.9 จะได้

$$\begin{aligned} \text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} &= \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{MOH}]_0} \times 100 \\ \text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} &= \frac{2.7 \times 10^{-3}}{(0.40)} \times 100 = 0.68 \% \end{aligned}$$

ได้ค่า ร้อยละการแตกตัวของกรด เท่ากับ 0.68% แสดงว่าการประมาณค่าใช้ได้

ตัวอย่างที่ 2.14 | การคำนวณ pH ของเบสอ่อนโดยใช้สูตร

ขั้นที่ 4 แก้สมการหา ค่า pH

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} + (-\log[\text{OH}^-]) = 14$$

$$\text{pH} + (-\log(2.7 \times 10^{-3})) = 14$$

$$\text{pH} + 2.57 = 14$$

$$\text{pH} = 14 - 2.57$$

$$\text{pH} = 11.43$$

ดังนั้นสารละลาย NH_3 เข้มข้น 0.40 mol/L นี้ มีค่า pH เท่ากับ 11.43

ปฏิบัติการประจำบทที่ 2

การหา pH ของสารละลายกรดและสารละลายเบสโดยใช้อินดิเคเตอร์

วัตถุประสงค์

1. เพื่อศึกษาการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ในสารละลาย pH ต่าง ๆ
2. เพื่อศึกษาถึงการใช้อินดิเคเตอร์ และ pH meter หาค่า pH ของสารละลายชนิดต่าง ๆ

หลักการ

อินดิเคเตอร์ (indicator) เป็นสารอินทรีย์จำพวกกรดอ่อน มีสูตรโครงสร้างที่ซับซ้อนมาก ใช้ทดสอบความเป็นกรด-เบสของสาร สีของสารจะเปลี่ยนไปเมื่อค่าความเป็นกรด-เบสเปลี่ยนไป และใช้เป็นตัวชี้จุดยุติ (end point) ของการไทเทรต **อินดิเคเตอร์** นิยมเขียนในรูปของสูตรทั่วไป คือ HIn เขียนปฏิกิริยาที่ภาวะสมดุลได้ดังนี้



ถ้าหยดอินดิเคเตอร์ลงในสารละลายกรด สมดุลจะไปทางซ้ายได้สีของ HIn แต่ถ้าหยด อินดิเคเตอร์ลงในสารละลายเบสสมดุลจะไปทางขวาได้สีของ In⁻ เช่น ในสารละลายกรดฟีนอล์ฟทาเลอินจะอยู่ในรูปที่ยังไม่ได้แตกตัว (HIn) จึงไม่มีสี แต่เมื่อมีเบสมากเกินพอเพียงเล็กน้อย ทำให้เกิดไอออนอิสระ (In⁻) ขึ้น จึงเปลี่ยนเป็นสีชมพูอ่อน

โดยปกติสภาพกรด (acidity) หรือความเป็นกรดของสารละลาย หมายถึงปริมาณ H⁺ ที่ปรากฏอยู่ในสารละลายนั้นซึ่งคิดเป็นจำนวนโมลต่อสารละลายหนึ่งลูกบาศก์เดซิเมตร (mol/dm³) แต่เนื่องจากในสารละลายกรดที่มีความเข้มข้นน้อยๆ การที่จะกล่าวถึงปริมาณ H⁺ ในสารละลายนั้น เป็นสิ่งที่ยุ่งยากมาก เช่น

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= 0.000001 \text{ mol/dm}^3 \\ &= 10^{-6} \text{ mol/dm}^3 \end{aligned}$$

จึงได้มีการกำหนดรูปแบบขึ้นมาใหม่ในเทอมของ pH ซึ่งการระบุความเป็นกรดของสารละลายอาจจะระบุในเทอมของ pH

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

เมื่อ [H⁺] คือ ความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออน

$$\begin{aligned} \text{ดังนั้น} \quad \text{pH} &= -\log 10^{-6} \\ &= 6 \end{aligned}$$

ในทำนองเดียวกันสภาพเบส (basicity) หรือ ความเป็นเบสของสารละลาย หมายถึง ปริมาณ OH⁻ ที่ปรากฏอยู่ในสารละลายนั้น ซึ่งคิดเป็นจำนวนโมลต่อสารละลายหนึ่งลูกบาศก์เดซิเมตร ดังนั้น การระบุความเป็นเบสของสารละลายอาจจะระบุในเทอมของ pOH ได้ดังนี้

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

เมื่อ $[\text{OH}^-]$ คือ ความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน

$$\text{แต่เนื่องจาก } \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

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

ด้วยเหตุนี้เองเมื่อพิจารณาความเป็น กรด-เบส ของสารละลาย จึงมักจะพิจารณาในเทอมของ pH เป็นส่วนใหญ่ ดังนี้

สารละลายที่มี pH เท่ากับ 7 ถือว่าสารละลายเป็นกลาง

สารละลายที่มี pH ต่ำกว่า 7 ถือว่าสารละลายมีฤทธิ์เป็นกรด

สารละลายที่มี pH มากกว่า 7 ถือว่าสารละลายมีฤทธิ์เป็นเบส

ตัวอย่างที่ 1 HCl เข้มข้น 0.0001 M จะมี pH เท่าใด

วิธีทำ เนื่องจาก HCl เป็นกรดแก่จึงแตกตัวให้ H^+ ได้หมดจึงมี $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-4} \text{ mol.dm}^{-3}$

$$\begin{aligned} \text{จากสูตร } \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] \\ &= -\log(1 \times 10^{-4}) \\ &= -\log 1 - \log 10^{-4} \\ &= -\log 1 + 4\log 10 \\ &= -0 + 4 \\ &= 4 \end{aligned}$$

ตัวอย่างที่ 2 สารละลายมี $[\text{H}^+] = 5 \times 10^{-3}$ จะมี pH เท่าใด

$$\begin{aligned} \text{วิธีทำ } \text{จากสูตร } \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] \\ &= -\log(5 \times 10^{-3}) \\ &= -\log 5 + 3\log 10 \\ &= -0.7 + 3 = 2.3 \end{aligned}$$

การทดลอง

อุปกรณ์

1. หลอดทดลอง 22 หลอด พร้อมที่วางหลอด
2. บีกเกอร์ขนาด 50 cm^3 1 ใบ และขนาด 100 cm^3 11 ใบ
3. กระบอกตวงขนาด 50 cm^3 และขนาด 100 cm^3
4. ขวดรูปชมพู่ขนาด 500 cm^3 1 ใบ
5. เครื่อง pH meter

สารเคมี

1. 0.1 M hydrochloric acid (0.1 M HCl)
2. 0.001 M sodium hydroxide (0.001 M NaOH)
3. 0.1 M boric acid (0.1 M H_3BO_3)
4. 0.1 M acetic acid (0.1 M CH_3COOH)
5. 0.1 M sulfuric acid (0.1 M H_2SO_4)
6. 0.1 M ammonium hydroxide (0.1 M NH_4OH)
7. 0.1 M sodium carbonate (0.1 M Na_2CO_3)
8. อินดิเคเตอร์ ได้แก่ methyl orange methyl red bromothymol blue และ phenolphthalein
9. ให้นักศึกษานำดอกไม้ที่คิดว่าน่าจะใช้เป็นอินดิเคเตอร์ได้มากลุ่มละ 1 ชนิดแล้วสกัดสีด้วยน้ำจำนวนเล็กน้อยจะได้สารละลายสีดอกไม้ (แต่ละกลุ่มควรเตรียมมาอย่าให้ซ้ำกัน)
10. ให้นักศึกษาเตรียมสารเคมีภายในบ้าน เช่น น้ำฝน น้ำบาดาล น้ำขี้เถ้า น้ำโซดา ผงซักฟอก สบู่ น้ำผลไม้ ยาลดกรด อีโน ยาระบาย โซดาซักผ้า ผงฟู น้ำยาเช็ดกระจก หรือน้ำแอมโมเนีย โดยนำมากลุ่มละ 1 ชนิด เพื่อหาค่า pH

วิธีการทดลอง

ตอนที่ 1 การเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ในสารละลายที่มี pH ต่าง ๆ

นำขวดรูปชมพู่ขนาด 500 cm^3 ใส่น้ำกลั่น 400 cm^3 นำมาต้มให้เดือด แล้วปิดปากขวดด้วยปิกเกอร์และทิ้งไว้ให้เย็นหรือนำไปแช่น้ำประปา (การต้มเพื่อไล่ CO_2 ที่ละลายอยู่ออกไป) น้ำกลั่นที่ต้มแล้วจะมี pH 7 และนำไปเตรียมสารละลายต่อไปนี้

นำปิกเกอร์ขนาด 100 cm^3 จำนวน 11 ใบ ติดป้าย pH 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 ตามลำดับ

นำปิกเกอร์ pH 1 มาใส่ 0.1 M HCl 25 cm^3

นำปิกเกอร์ pH 2 มาใส่ 0.1 M HCl 5 cm^3 เติมน้ำกลั่นที่ต้มจนเย็นแล้ว 45 cm^3 คนให้สารละลายเข้ากันสารละลายมี $[\text{H}^+] = 10^{-2}\text{ M}$ หรือ pH 2

นำปิกเกอร์ pH 3 ใส่สารละลาย pH 2 จำนวน 5 cm^3 เติมน้ำกลั่น 45 cm^3 จะได้สารละลายที่มี pH 3 จำนวน 50 cm^3

นำปิกเกอร์ pH 4 ใส่สารละลาย pH 3 จำนวน 5 cm^3 เติมน้ำกลั่น 45 cm^3 จะได้สารละลายที่มี pH 4 จำนวน 50 cm^3

นำปิกเกอร์ pH 5 ใส่สารละลาย pH 4 จำนวน 5 cm^3 เติมน้ำกลั่น 45 cm^3 จะได้สารละลายที่มี pH 5 จำนวน 50 cm^3

นำปิกเกอร์ pH 6 ใส่สารละลาย pH 5 จำนวน 5 cm^3 เติมน้ำกลั่น 45 cm^3 จะได้สารละลายที่มี pH 6 จำนวน 50 cm^3

นำปิกเกอร์ pH 7 ใส่ น้ำกลั่นที่ต้มแล้ว จำนวน 25 cm^3

นำปิกเกอร์ pH 11 ใส่สารละลาย 0.001 M NaOH 25 cm^3

นำบีกเกอร์ pH 10 ใส่สารละลาย 0.001 M NaOH 5 cm³ เติมน้ำกลั่น 45 cm³ จะได้สารละลายที่มี pH 10

นำบีกเกอร์ pH 9 ใส่สารละลาย pH 10 จำนวน 5 cm³ เติมน้ำกลั่น 45 cm³ จะได้สารละลายที่มี pH 9

นำบีกเกอร์ pH 8 ใส่สารละลาย pH 9 จำนวน 5 cm³ เติมน้ำกลั่น 45 cm³ จะได้สารละลายที่มี pH 8

จากสารละลายที่เตรียมไว้ทั้งหมด 11 ชนิด จะมี pH ตั้งแต่ 1 ถึง 11 แบ่งสารละลาย pH ต่างๆ อย่างละ 3 cm³ ลงในหลอดทดลอง 11 หลอดที่เตรียมไว้หลอดละชนิดจากนั้นให้หยด methyl orange ลงในแต่ละหลอดๆ ละ 2 หยด เขย่าให้เข้ากัน สังเกตสีของแต่ละหลอด บันทึกผล ทำการทดลองซ้ำโดยใช้เปลี่ยนอินดิเคเตอร์เป็น methylred bromothymol blue phenolphthalein และสารละลายสีดอกไม้อตามลำดับ บันทึกผล และหาช่วง pH ที่เปลี่ยนสีของ อินดิเคเตอร์แต่ละชนิด

ให้ใช้ pH meter วัดค่า pH ของสารละลายที่เหลือน้อยในบีกเกอร์ทั้งหมด 11 ชนิด ตั้งแต่ pH 1-11 แล้วบันทึกผลเปรียบเทียบค่าที่วัดได้กับค่าที่ได้จากการเตรียม

ตอนที่ 2 การหา pH ของสารละลายชนิดต่าง ๆ โดยใช้อินดิเคเตอร์

นำหลอดทดลองที่สะอาด 4 หลอด ใส่ 0.1 M H₃BO₃ หลอดละ 5 cm³ หยดอินดิเคเตอร์ทั้ง 4 ชนิด ได้แก่ methyl orange methyl red bromothymol blue และ phenolphthalein ที่ใช้ในตอนที่ 1 ลงในหลอดๆ ละ ชนิดๆ ละ 2 หยด เขย่าให้เข้ากัน แล้วสังเกตสี บันทึกผลทำการทดลองซ้ำโดยใช้สารละลาย 0.1 M CH₃COOH สารละลาย 0.1 M H₂SO₄ สารละลาย 0.1 M NH₄OH สารละลาย 0.1 M Na₂CO₃ และสารละลายของสารเคมีภายในบ้าน 1 ชนิดตามลำดับ บันทึกผล และบอกค่า pH ของสารละลายชนิดต่างๆ และให้วัดค่า pH ของสารละลายทั้ง 4 ชนิดนี้ด้วย pH meter แล้วบันทึกผล เปรียบเทียบกับค่าที่ได้จากการใช้อินดิเคเตอร์

คำถามหลังการทดลอง

1. สารละลายที่มี pH 0 จะมีฤทธิ์เป็นอย่างไร
2. สารละลายที่มี pH 16 จะมี [H⁺] กี่ mol.dm⁻³
3. สารละลาย H₂SO₄ ที่มี pH 2 จะมีความเข้มข้นกี่ mol.dm⁻³
4. สารละลาย NaOH ที่มี pH 12.2 จะมีความเข้มข้นกี่ mol.dm⁻³
5. phenolphthalein ในสารละลายกรดมีสีอะไร
6. หยด methyl orange ในสารละลาย NaCl จะได้สารละลายสีอะไร
7. นำสารละลายที่มี pH 2 จำนวน 10 cm³ ผสมกับสารละลายที่มี pH 3 จำนวน 20 cm³ จะได้สารละลายที่มี pH เท่าใด
8. เมื่อผสม H₂SO₄ ซึ่งมี pH 2 จำนวน 20 cm³ กับ NaOH ซึ่งมี pH 10 จำนวน 40 cm³ เข้าด้วยกันจะได้สารละลายที่มี pH เท่าใด

แบบฝึกหัดท้ายบทที่ 2

กรดและเบส

1) จงระบุว่าสารต่อไปนี้เป็น กรด เบส หรือทั้งสอง ตามทฤษฎีของ Brønsted และ Lowry:

- a) H_2O b) OH^- c) H_3O^+ d) NH_3 e) CO_3^{2-}
 f) HI g) CH_3COO^- h) H_2PO_4^- i) HSO_4^- j) NH_4^+

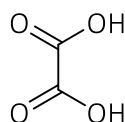
2) จงเขียนคู่เบสของกรดต่อไปนี้

- a) HNO_2 b) H_2SO_4 c) H_2S d) OH^- e) HCOOH

3) จงระบุคู่กรดคู่เบส จากปฏิกิริยาเคมีดังต่อไปนี้

- a) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HCN} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CN}^-$
 b) $\text{HCO}_3^- + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_3^{2-}$
 c) $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{NH}_4^+$
 d) $\text{HClO} + \text{CH}_3\text{NH}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{ClO}^-$

4) กรด oxalic มีโครงสร้างดังแสดง



จงเขียนโครงสร้างของสารนี้ ที่สามารถเป็นได้ทั้งกรดและเบส

5) จงคำนวณความเข้มข้นของ H^+ ของสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.62 M

6) จงคำนวณ pH ของสารละลายต่อไปนี้

- (a) HCl เข้มข้น 0.001 M, (b) KOH เข้มข้น 0.76 M

7) จงคำนวณความเข้มข้นของ H^+ ในหน่วย mol/L (M) ของสารละลายที่มี pH ต่อไปนี้

- (a) $\text{pH} = 2.42$, (b) $\text{pH} = 11.21$, (c) $\text{pH} = 6.96$, (d) $\text{pH} = 14.00$.

8) สารละลาย KOH เข้มข้น 0.36 M ปริมาตร 5.50 mL จงคำนวณหาจำนวนโมลของ KOH และ pOH ของสารละลายนี้

9) หากต้องการเตรียมสารละลาย NaOH ที่มี pH เท่ากับ 10 ปริมาตร 546 mL ต้องใช้ NaOH หนักกี่กรัม

10) นักศึกษาผู้หนึ่งละลาย HCl หนัก 18.4 กรัม ในน้ำ 662 mL จงคำนวณหา pH ของสารละลายนี้ (กำหนด ปริมาตรของสารละลายไม่เปลี่ยน)

11) จงระบุ กรดแก่ กรดอ่อน เบสแก่ เบสอ่อน ให้ได้มากที่สุด โดยไม่ดูจากหนังสืออ้างอิง (ทดสอบความจำในระหว่างเรียน)

acid		base	
strong	weak	strong	weak

12) จงระบุสารใดต่อไปนี้เป็น กรดแก่ หรือ กรดอ่อน

- (a) HNO_3 , (b) HF , (c) H_2SO_4 , (d) HSO_4^- , (e) H_2CO_3 ,
 (f) HCO_3^- , (g) HCl , (h) HCN , (i) HNO_2

13) จงทำเครื่องหมายถูกหน้าข้อความที่ถูกต้อง เกี่ยวกับสารละลายกรดแก่ HA เข้มข้น 1.0 M

- ☐ (a) $[\text{A}^-] > [\text{H}^+]$
☐ (b) The pH is 0.00.
☐ (c) $[\text{H}^+] = 1.0 \text{ M}$
☐ (d) $[\text{HA}] = 1.0 \text{ M}$

14) จงคำนวณ pH ของสารละลายกรด benzoic เข้มข้น 0.1 M (กำหนด K_a ของกรด benzoic มีค่า 6.5×10^{-5})

15) เมื่อนำกรด CH_3COOH หนัก 0.056 กรัม ละลายน้ำจนมีปริมาตรเป็น 50 mL จงคำนวณความเข้มข้นของ H^+ , CH_3COO^- , และ CH_3COOH ที่ภาวะสมดุล (K_a ของกรด acetic เท่ากับ 1.8×10^{-5})

16) สารละลายกรด formic (HCOOH) มี pH 3.26 จงคำนวณหาความเข้มข้นเริ่มต้นของกรด formic นี้ (K_a ของ HCOOH เท่ากับ 1.7×10^{-4})

- 17) สารละลายกรดชนิดหนึ่งมี pH เท่ากับ 6.20 และมีความเข้มข้นเริ่มต้นเท่ากับ 0.01 M จงคำนวณค่า K_a ของกรดชนิดนี้
- 18) จงคำนวณร้อยละการแตกตัวของสารละลายกรด benzoic เข้มข้น 0.2 M (กำหนด K_a for benzoic acid is 6.5×10^{-5})
- 19) กรดชนิดหนึ่งแตกตัวได้ครั้งเดียว (monoprotic acid) เข้มข้น 0.04 M มีค่าร้อยละการแตกตัวเท่ากับ 14% จงคำนวณค่า K_a ของกรดชนิดนี้
- 20) สารละลายเบสชนิดหนึ่งมี pH 10.66 เข้มข้น 0.30 M จงคำนวณค่า K_b ของกรดชนิดนี้
- 21) จงคำนวณหาความเข้มข้นเริ่มต้นของสารละลาย NH_3 ที่มี pH 11.22 (กำหนด K_b for NH_3 is 1.8×10^{-5})
-

เอกสารอ้างอิง

- Books, Y. S. (2018). *Chemistry: Concepts and Problems: A Self-Teaching Guide*. Kim.
- Brown, T. L., LeMay, H. E., & Bursten, B. E. (2015). *Chemistry: The Central Science*. Prentice Hall.
- Chang, R. (2010). *Chemistry*: McGraw-Hill.
- Ebbing, D.; Gammon, S. D. (2007). *General Chemistry*: Cengage Learning.
- Haynes, W. M., Lide, D. R., & Bruno, T. J. (2017). *CRC handbook of Chemistry and Physics: a ready-reference book of chemical and physical data*. Boca Raton, Florida: CRC Press.
- Little Coffee Place. (2019). *Is Coffee Acidic? pH of Coffee*. Retrieved July 20, 2019, from <https://neptunecoffee.com/is-coffee-acidic>
- Silberberg, M., & Amateis, P. (2014). *Chemistry The Molecular Nature of Matter and Change 7th edition*: McGraw-Hill Science.
- Zumdahl, S. S. (2001). *World of Chemistry*: McDougal Littell.