แผนบริหารการสอนประจำบทที่ 2

เนื้อหาประจำบท

- นิยามกรดเบส
- ความแรงของกรดเบส
- สมบัติของกรดเบส
- ค่า pH
- การทดสอบความเป็นกรดเบสของสารละลาย
- กรดเบสในชีวิตประจำวัน
- เกลือ
- บัฟเฟอร์

วัตถุประสงค์เชิงพฤติกรรม

1. บอกความเป็นกรดเบสของสารโดยใช้นิยามกรดเบสได้
2. บอกความแรงของกรดเบสโดยพิจารณาจากค่า K_a และ K_b ได้
3. อธิบายสมบัติของกรดเบสได้
4. มีความรู้และเข้าใจเกี่ยวกับค่า pH และสามารถบอกความเป็นกรดอ่อน กรดแก่ เบสอ่อน เบสแก่ของสารจากค่า pH ได้
5. อธิบายวิธีการทดสอบความเป็นกรดเบสของสารได้
6. ยกตัวอย่างกรดเบสในชีวิตประจำวันได้
7. อธิบาย สมบัติของเกลือ และยกตัวอย่างสารที่เป็นเกลือได้
8. อธิบายความหมายของ และกลไกการการทำงานของสารละลายบัฟเฟอร์ได้
9. อธิบายความสำคัญของบัฟเฟอร์ต่อสิ่งมีชีวิตได้

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

วิธีสอน

1. บรรยาย ประกอบเอกสารประกอบการสอน
2. การยกตัวอย่างประกอบ
3. การอภิปรายร่วมกันเกี่ยวกับกรดเบสในชีวิตประจำวัน

4. ทำแบบฝึกหัด หรือคำถามทบทวนท้ายบทเรียน

กิจกรรมการเรียนการสอน

1. นักศึกษาฟังคำบรรยาย
2. นักศึกษามีส่วนร่วมในการยกตัวอย่างประกอบ
3. นักศึกษาตอบคำถามในชั้นเรียน
4. นักศึกษาแสดงความคิดเห็น และอภิปรายเนื้อหา
5. นักศึกษาค้นคว้าเพิ่มเติมจากแหล่งความรู้ต่างๆ และรายงานผลการค้นคว้า

สื่อการเรียนการสอน

1. เอกสารประกอบการสอน หนังสือ และตำราต่างๆ
2. Slide Powerpoint Presentation
3. เอกสารสื่อทางอิเล็กทรอนิกส์ เช่น อินเทอร์เน็ต ซีดีรอม แผนภูมิ แผ่นภาพ และวีดีทัศน์ ที่เกี่ยวข้อง

การวัดผลและประเมินผล

1. สังเกตพฤติกรรมของผู้เรียนขณะเรียน

1.1 ความสนใจและความตั้งใจ

1.2 การจดบันทึก

1.3 การตรงต่อเวลา

1.4 การแต่งกาย

2. การอภิปราย และการตอบคำถามหลังเรียน
3. พิจารณาจากการทำแบบฝึกหัด
3. พิจารณาผลงานจากการค้นคว้าทั้งรายบุคคลและรายกลุ่ม
4. การใช้แบบทดสอบ

บทที่ 2
กรด เบส เกลือและบัฟเฟอร์

สิ่งมีชีวิตต่างๆ รวมทั้งมนุษย์จะสามารถดำรงชีวิตได้นั้น จะต้องมีกระบวนการเมแทบอลิซึม ที่ดำเนินไปอย่างปกติ ซึ่งปฏิกิริยาเคมีต่างๆ ของกระบวนการเมแทบอลิซึมจะดำเนินไปอย่างปกติได้นั้น ต้องอยู่ในสภาวะที่เหมาะสม และมีสมดุล เช่น อุณหภูมิ ภาวะความเป็นกรดเบส (pH) เป็นต้น การเสียสภาวะสมดุลในด้านต่างๆ ดังกล่าว จะทำให้ปฏิกิริยาเคมีดำเนินไปอย่างผิดปกติ ส่งผลให้กระบวนการเมแทบอลิซึมไม่สามารถดำเนินไปได้อย่างปกติ ทำให้เกิดพยาธิสภาพและอาจตายได้ กระบวนการทางเคมีต่างๆ ในร่างกาย เช่น การสลายอาหารเพื่อให้ได้พลังงาน หรือการสังเคราะห์สารเพื่อเป็นส่วนประกอบต่างๆ ของร่างกาย หรือการรับสารที่เป็นกรดเบสเข้าสู่ร่างกาย จะมีผลทำให้ค่า pH เปลี่ยนแปลง ดังนั้นร่างกายจึงต้องมีระบบควบคุมสภาวะความเป็นกรดเบส หรือค่า pH ในร่างกายให้คงที่ เรียกว่า ระบบบัฟเฟอร์ ความรู้พื้นฐานทางเคมีกรดเบสจะทำให้มีความเข้าใจในกลไกของระบบบัฟเฟอร์ในร่างกายได้มากขึ้น

2.1 นิยามกรดเบส

การที่จะบอกว่ากรดคืออะไร และเบสคืออะไร ในทางเคมีนั้น จะใช้นิยามกรดเบสมาช่วยในการอธิบาย ซึ่งได้มีนักวิทยาศาสตร์ให้นิยามกรดเบสดังนี้

2.1.1 นิยามของอาร์เรเนียส

ในปี ค.ศ. 1884 สวันเต เอากุสต์ อาร์เรเนียส (Svante August Arrhenius) นักเคมีชาวสวีเดน ได้เสนอนิยามกรดเบสไว้ดังนี้ กรด คือ สารประกอบที่มีไฮโดรเจน และเมื่อละลายน้ำแล้วจะแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+) เบส คือ สารประกอบที่มีไฮดรอกไซด์ และเมื่อละลายน้ำแล้วจะแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) (H. Stephen Stoker, 1998 : 232-233) ตัวอย่างเช่น ไฮโดรคลอริก (HCl) เป็นกรด และโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) เป็นเบส ตามนิยามของอาร์เรเนียส ดังสมการ

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$$

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

กรดไฮโดรคลอริกมีไฮโดรเจนในโมเลกุล เมื่อละลายน้ำแล้ว แตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน ดังนั้นกรดไฮโดรคลอริก จึงเป็นกรดตามนิยามของอาร์เรเนียส ในขณะที่โซเดียมไฮดรอกไซด์มีไฮดรอกไซด์ในโมเลกุล เมื่อละลายน้ำแล้ว แตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน ดังนั้นโซเดียมไฮดรอกไซด์จึงเป็นเบสตามนิยามของอาร์เรเนียส

ความแรงของกรดเบส ตามนิยามนี้ จะขึ้นอยู่กับ ความสามารถในการแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออนและไฮดรอกไซด์ไอออน นิยามกรดเบสของอาร์เรเนียส มีข้อจำกัดที่สำคัญ คือ สารประกอบต้องละลายได้ในน้ำเท่านั้น ถ้าละลายในตัวทำละลายอื่นจะไม่จัดเป็นกรดหรือเบส นอกจากนี้สารที่ไม่มีไฮโดรเจนและไฮดรอกไซด์ในโมเลกุล แต่อาจเป็นกรดหรือเบสได้โดยทำปฏิกิริยากับน้ำ เช่น แอมโมเนีย (NH_3) เป็นเบส แต่ไม่เป็นไปตามนิยามกรดเบสของอาร์เรเนียส

2.1.2 นิยามของเบรินสเตด-ลาวรี

ในปี ค.ศ. 1923 โยฮันเนส นิโคเลาส์ เบรินสเตด (Johannes Nicolaus Brønsted) นักเคมีชาวเดนมาร์ก และ ทอมัส มาร์ติน ลาวรี (Thomas Martin Lowry) นักเคมีชาวอังกฤษ ได้เสนอนิยามกรดเบสในเวลาใกล้เคียงกัน และมีความหมายคล้ายคลึงกันดังนี้ กรด คือ สารที่ให้โปรตอนแก่สารอื่น (Proton donor, hydrogen ion donor) เบส คือ สารที่รับโปรตอนจากสารอื่น (Proton acceptor, hydrogen ion acceptor) ปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสจึงเป็นการถ่ายเทโปรตอนจากกรดไปยังเบส เช่น แอมโมเนีย (NH_3) ละลายในน้ำ ดังสมการ (H. Stephen Stoker, 1998 : 233)

$$\underset{\text{เบส 2}}{NH_3} + \underset{\text{กรด 1}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{กรด 2}}{NH_4^+} + \underset{\text{เบส 1}}{OH^-}$$

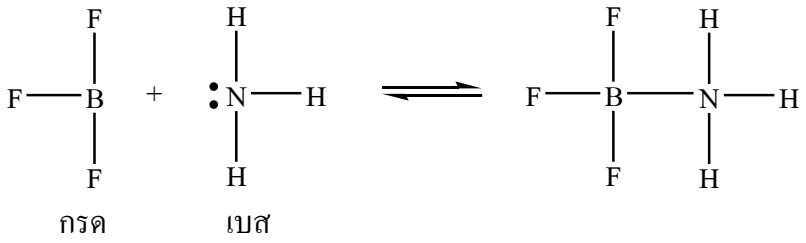
ในปฏิกิริยาไปข้างหน้า NH_3 จะเป็นฝ่ายรับโปรตอนจาก H_2O ดังนั้น NH_3 จึงเป็นเบส และ H_2O เป็นกรด แต่ในปฏิกิริยาย้อนกลับ NH_4^+ จะเป็นฝ่ายให้โปรตอนแก่ OH^- ดังนั้น NH_4^+ จึงเป็นกรด และ OH^- เป็นเบส กล่าวได้ว่า H_2O และ OH^- เป็นคู่กรด-เบสคู่ที่ 1 NH_4^+ และ NH_3 เป็นคู่กรด-เบสคู่ที่ 2 ดังนั้นจะพบว่าคู่กรด- เบสนั้น จะมีจำนวนโปรตอนต่างกัน 1 ตัว หรืออาจกล่าวได้ว่าจำนวนโปรตอนของคู่กรดจะมากกว่าโปรตอนคู่เบสอยู่ 1 ตัว

ตามนิยามนี้ ความแรงของกรดเบส จะขึ้นอยู่กับความสามารถในการให้ และรับโปรตอน กรดแก่ คือ กรดที่ให้โปรตอนได้มาก ส่วนกรดอ่อน คือ กรดที่ให้โปรตอนได้น้อย เบสแก่ คือ เบสที่รับโปรตอนได้มาก และเบสอ่อน คือ เบสที่รับโปรตอนได้น้อย คำนิยามกรดเบสตามนิยามนี้ กว้างขึ้นกว่านิยามของอาร์เรเนียส โดยใช้อธิบายความเป็นกรดเบสของสาร โดยไม่

จำเป็นต้องละลายน้ำก็ได้ แต่ยังมีข้อจำกัด คือ กรดจะเป็นสารที่ให้ H^+ หรือสารที่มี H^+ อยู่ในโมเลกุลเท่านั้น ส่วนสารที่ไม่มี H^+ ในโมเลกุลไม่อาจจัดเป็นกรดตามนิยามนี้

2.1.3 นิยามของลิวอิส

ในปี ค.ศ. 1923 กิลเบิร์ต นิวตัน ลิวอิส (Gilbert Newton Lewis) ได้สังเกตว่าเมื่อเบสรับโปรตอนจะใช้คู่อิเล็กตรอนร่วมกับโปรตอนเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ ลิวอิสจึง ให้นิยามกรดเบสดังนี้ กรด คือ ตัวรับคู่อิเล็กตรอน (Electron pair acceptor) เบส คือ ตัวให้คู่อิเล็กตรอน (Electron pair donor) ตัวอย่างดังสมการ (คณะอนุกรรมการปรับปรุงหลักสูตรวิทยาศาสตร์สาขาเคมี , 2548 : 324)

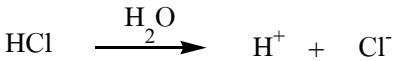


โบรอนไตรฟลูออไรด์ (BF_3) รับคู่อิเล็กตรอนจากแอมโมเนีย จึงเป็นกรด ในขณะที่แอมโมเนียให้คู่อิเล็กตรอนแก่โบรอนไตรฟลูออไรด์ เกิดเป็นพันธะโคเวเลนต์จึงเป็นเบส

นิยาม นี้กว้างขวางกว่า นิยามของเบรินสเตด-ลาวรี และสามารถนำมาใช้กับสารต่างๆ ได้เป็นจำนวนมาก

2.2 ความแรงของกรดเบส

เมื่อพิจารณา นิยามกรดเบสของเบรินสเตด-ลาวรี ความแรงของกรดเบส จะพิจารณาจากความสามารถในการให้ หรือรับโปรตอน โดยกรดแก่ (Strong acid) คือ กรดที่ให้โปรตอนได้มาก ส่วนกรดอ่อน (Weak acid) คือ กรดที่ให้โปรตอนได้น้อย เบสแก่ (Strong base) คือ เบสที่รับโปรตอนได้มาก และเบสอ่อน (Weak base) คือ เบสที่รับโปรตอนได้น้อย ตัวอย่างเช่น กรดไฮโดรคลอริกเมื่อละลายน้ำ จะแตกตัวให้โปรตอนทั้งหมด ดังนั้นกรดไฮโดรคลอริกจึงเป็นกรดแก่ ดังสมการ



กรดแอซิติก (Acetic acid) เมื่อละลายน้ำแล้ว แตกตัวให้โปรตอนได้เพียงบางส่วน โดยโปรตอนที่ได้จากการแตกตัว สามารถเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ เป็นกรดแอซิติกได้อีก ดังนั้นกรดแอซิติกจึงเป็นกรดอ่อน ดังสมการ

$$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$$

กรดไฮโดรคลอริก จึงเป็นกรดแก่กว่ากรดแอซิติก เพราะให้โปรตอนได้ดีกว่ากรดแอซิติก และเมื่อพิจารณาความเป็นเบสของ Cl^- และ CH_3COO^- พบว่า CH_3COO^- เป็นเบสแก่กว่า Cl^- เพราะ CH_3COO^- รับโปรตอนได้ดีกว่ากว่า Cl^-

ในการเปรียบเทียบความแรงของกรดอ่อนสามารถพิจารณาได้จากค่าคงที่ของการแตกตัวของกรดอ่อน หรือค่า K_a (Acid dissociation constant) ค่า K_a หาได้จากปฏิกิริยาการให้โปรตอนของกรดในน้ำ (ปฏิกิริยาการแตกตัวของกรดอ่อน) ดังต่อไปนี้

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

จากสมการ จะเห็นว่าถ้ากรดให้โปรตอนได้มาก จะทำให้เกิดผลิตภัณฑ์ (H_3O^+ และ A^-) มาก ทำให้มีค่า K_a สูง ค่า K_a ของกรดอ่อนบางชนิดแสดงดังตารางที่ 2.1 (Rogers, *et al*., 2014)

ตารางที่ 2.1 ค่า K_a ของกรดอ่อนบางชนิด

กรดอ่อน	สูตรโมเลกุล	K_a (โมลาร์)
ไฮโดรเนียมไอออน (Hydronium ion)	H_3O^+	56
ไอโอดิก (Iodic)	HIO_3	1.7×10^{-1}
ออกซาลิก (Oxalic)	$H_2C_2O_4$	5.9×10^{-2}
ซัลฟิวรัส (Sulfurous)	H_2SO_3	1.5×10^{-2}
ฟอสฟอริก (Phosphoric)	H_3PO_4	7.5×10^{-3}
ซิตริก (Citric)	$H_3C_6H_5O_7$	7.1×10^{-4}

ตารางที่ 2.1 ค่า K_a ของกรดอ่อนบางชนิด (ต่อ)

กรดอ่อน	สูตรโมเลกุล	K_a (โมลาร์)
ไนตรัส (Nitrous)	HNO_2	4.6×10^{-4}
ไฮโดรฟลูออริก (Hydrofluoric)	HF	3.5×10^{-4}
ฟอร์มิก (Formic)	HCOOH	1.8×10^{-4}
เบนโซอิก (Benzoic)	C_6H_5COOH	6.5×10^{-5}
แอซิติก (Acetic)	CH_3COOH	1.8×10^{-5}
คาร์บอนิก (Carbonic)	H_2CO_3	4.3×10^{-7}
ไฮโดรซัลฟิวริก (Hydrosulfuric)	H_2S	9.1×10^{-8}
บอริก (Boric)	H_3BO_3	7.3×10^{-10}
ไฮโดรเจนเปอร์ออกไซด์ (Hydrogen peroxide)	H_2O_2	2.4×10^{-12}

จากตารางที่ 2.1 กรดที่มีค่า K_a มาก จะแตกตัวให้โปรตอนมากกว่ากรดที่มีค่า K_a น้อย ดังนั้น จึงมีความเป็นกรดที่แรงกว่า เช่น กรดแอซิติกมีค่า K_a เท่ากับ 1.8×10^{-5} เมื่อเปรียบเทียบกับกรดคาร์บอนิก ซึ่งมีค่า K_a เท่ากับ 4.3×10^{-7} จะเห็นว่ากรดแอซิติกมีค่า K_a มากกว่ากรดคาร์บอนิก ดังนั้นกรดแอซิติกจึงเป็นกรดแก่กว่ากรดคาร์บอนิก

ในการเปรียบเทียบความแรงของเบสอ่อน สามารถพิจารณาได้จากค่าคงที่ของการแตกตัวของเบสอ่อน หรือค่า K_b (Base dissociation constant) ค่า K_b หาได้จากปฏิกิริยาการรับโปรตอนของเบสในน้ำ (ปฏิกิริยาการแตกตัวของเบสอ่อน) ดังต่อไปนี้

$$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$$

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

จากสมการจะเห็นว่า เมื่อเบสรับโปรตอนได้มาก จะทำให้เกิดผลิตภัณฑ์ (BH^+ และ OH^-) มาก ทำให้ค่า K_b สูง ค่า K_b ของเบสอ่อนบางชนิดแสดงดังตารางที่ 2.2

ตารางที่ 2.2 ค่า K_b ของเบสอ่อนบางชนิด

เบสอ่อน	สูตรโมเลกุล	K_b (โมลาร์)
ฟอสเฟตไอออน (Phosphate ion)	PO_4^{3-}	2.2×10^{-2}
แอมโมเนีย (Ammonia)	NH_3	1.8×10^{-5}
ไซยาไนด์ไอออน (Cyanide ion)	CN^-	2.0×10^{-5}
ไฮโดรเจนซัลไฟด์ไอออน (Hydrogen sulfide ion)	HS^-	1.1×10^{-7}
ไฮโดรเจนคาร์บอเนตไอออน (Hydrogen carbonate ion)	HCO_3^-	2.6×10^{-8}
แอซิเตตไอออน (Acetate ion)	CH_3COO^-	5.6×10^{-10}
ฟลูออไรด์ไอออน (Fluoride ion)	F^-	1.4×10^{-11}
ไนไตรต์ไอออน (Nitrite ion)	NO_2^-	2.2×10^{-11}
ซัลเฟตไอออน (Sulfate ion)	SO_4^{2-}	9.8×10^{-13}

(ที่มา : สุเทพ เทียนวรรณ, 2552)

จากตารางที่ 2.2 เบสที่มีค่า K_b มาก จะมีความเป็นเบสแรงกว่าเบสที่มีค่า K_b น้อย เช่น แอมโมเนียมีค่า K_b เท่ากับ 1.8×10^{-5} ในขณะที่แอซิเตตไอออนมีค่า K_b เท่ากับ 5.7×10^{-10} ดังนั้น แอมโมเนียจึงเป็นเบสแก่กว่าแอซิเตตไอออน

2.3 สมบัติของกรดเบส

จากสมบัติทั่วไปของกรดและเบส สารที่เป็นกรดมีสมบัติบางประการที่เหมือนกัน สารที่เป็นเบสก็มีสมบัติบางประการที่เหมือนกัน สมบัติของกรดและเบสมีดังนี้ (กุลยา โอตากะ และคณะ, 2552 : 182 – 183)

2.3.1 สมบัติของกรด

สารที่เป็นกรดจะมีสมบัติที่เหมือนกันดังนี้

1) กรดมีรสเปรี้ยว
2) กรดเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีน้ำเงินเป็นสีแดง
3) กรดมีค่า pH น้อยกว่า 7
4) กรดมีสมบัติกัดกร่อนสารต่างๆได้ เช่น หินปูน เนื้อเยื่อของร่างกาย โลหะ โดยกรดแก่จะมีสมบัติกัดกร่อนมากกว่ากรดอ่อน

5) กรดทำปฏิกิริยากับโลหะให้แก๊สไฮโดรเจน (H_2) เป็นผลิตภัณฑ์ ยกเว้นโลหะทองแดง (Cu) เงิน (Ag) ทอง (Au) ปรอท (Hg) เช่น โลหะแมกนีเซียม

6) กรดทำปฏิกิริยากับสารประกอบคาร์บอเนต (CO_3^{2-})และไบคาร์บอเนต (HCO_3^-) ได้แก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ (CO_2) เป็นผลิตภัณฑ์

7) กรดทำปฏิกิริยากับเบส ได้เกลือและน้ำเป็นผลิตภัณฑ์ ดังสมการ

8) สารละลายกรดนำไฟฟ้าได้ดี

2.3.2 สมบัติของเบส

สารที่เป็นเบสจะมีสมบัติที่เหมือนกันดังนี้

1) เบสมีรสฝาด ขม เมื่อโดนมือจะรู้สึกลื่นคล้ายสบู่

2) เบส เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีแดงเป็นสีน้ำเงิน

3) เบสมีค่า pH มากกว่า 7

4) เบสทำปฏิกิริยากับเกลือแอมโมเนียม (NH_4^+) ได้แก๊สแอมโมเนีย (NH_3) เป็นผลิตภัณฑ์ ดังสมการ

5) เบสทำปฏิกิริยากับกรด ได้เกลือและน้ำเป็นผลิตภัณฑ์

6) สารละลายเบสนำไฟฟ้าได้

2.4 ค่า pH

ค่า pH เป็นค่าที่ใช้บอกความเป็นกรดเป็นเบสของสารละลาย โดยบอกถึงความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) หรือไฮโดรเจนไอออน (H^+) ในสารละลาย (สุเทพ เทียนวรรณ, 2552 : 149)

การใช้ค่า pH มีขึ้นครั้งแรก ในปี ค.ศ. 1909 โดย ซอเรน ปีเตอร์ ลอริตซ์ ซอเรนเซน (S.P.L. Sorensen) เนื่องจากก่อนหน้านั้น ในการบอกความเป็นกรดเป็นเบสของสารละลาย จะใช้ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน หรือไฮโดรเจนไอออนในสารละลายเป็นเกณฑ์ โดยสารละลายที่มีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนมากกว่า 1.0×10^{-7} จะจัดเป็นสารละลายกรด ในขณะที่สารละลายที่มีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนน้อยกว่า 1.0×10^{-7} จัดเป็นสารละลายเบส แต่ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนในสารละลายจะมีค่าต่ำมาก จึงไม่สะดวกต่อการนำมาใช้ในการบอก

ความเป็นกรดเบส ดังนั้นจึงมีการกำหนดค่า pH ขึ้น เพื่อใช้บอกความเป็นกรดเบสของสารละลาย ค่า pH คำนวณได้จากสมการต่อไปนี้

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน และไฮดรอกไซด์ไอออน ที่ค่า pH ต่างๆ ณ อุณหภูมิ 24°C แสดงดังตารางที่ 2.3

ตารางที่ 2.3 ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนและไฮดรอกไซด์ไอออน ที่ค่า pH ต่างๆ ณ อุณหภูมิ 24°C

ค่า pH	ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน	ความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน	ความเป็นกรด เบส
0	1	10^{-14}	↑ กรด
1	10^{-1}	10^{-13}	
2	10^{-2}	10^{-12}	
3	10^{-3}	10^{-11}	
4	10^{-4}	10^{-10}	
5	10^{-5}	10^{-9}	
6	10^{-6}	10^{-8}	
7	10^{-7}	10^{-7}	กลาง
8	10^{-8}	10^{-6}	
9	10^{-9}	10^{-5}	
10	10^{-10}	10^{-4}	
11	10^{-11}	10^{-3}	เบส
12	10^{-12}	10^{-2}	
13	10^{-13}	10^{-1}	
14	10^{-14}	1	↓

(ที่มา : H. Stephen Stoker, 1998 : 247)

สารละลายที่มีค่า pH น้อยกว่า 7 จะเป็นกรด ส่วนสารละลายที่มีค่า pH มากกว่า 7 จะเป็นเบส ในขณะที่สารละลายที่มีค่า pH เท่ากับ 7 จะเป็นกลาง สารแต่ละชนิดจะความเป็นกรด เป็นเบส เป็นกลางที่แตกต่างกัน ตัวอย่างค่า pH ของสารที่พบในชีวิตประจำวันแสดงดังตารางที่ 2.4 ตัวอย่างค่า pH ของของเหลวบางชนิดในร่างกายแสดงดังตารางที่ 2.5

ตารางที่ 2.4 ตัวอย่างค่า pH ของสารในชีวิตประจำวัน

สาร	ค่า pH
น้ำส้มสายชู น้ำมะนาว	2-3
ไวน์ น้ำส้มคั้น	3-4
เบียร์ น้ำมะเขือเทศ	4-5
น้ำฝน	6-7
ไข่ขาว	7-8
น้ำผงซักฟอก	9-10
น้ำแอมโมเนีย	11-12
โซดาไฟ (NaOH 1 M)	14

(ที่มา : พัชรี บุญศิริ และคณะ, 2550 : 32)

ตารางที่ 2.5 ตัวอย่างค่า pH ของของเหลวบางชนิดในร่างกาย

สาร	ค่า pH
พลาสมา	7.4
น้ำย่อยของกระเพาะอาหาร	1.5-3.0
น้ำย่อยจากตับอ่อน	7.8-8.0
น้ำนม	7.4
น้ำลาย	6.4-7.0
ปัสสาวะ	5.0-8.0

(ที่มา : พัชรี บุญศิริ และคณะ, 2550 : 32)

นอกจากค่า pH แล้วยังมีค่าอีกค่าหนึ่งที่ใช้บอกความเป็นเบสของสารละลายนั่นคือ ค่า pOH ซึ่งเป็นค่าที่ใช้บอกความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) ค่า pOH คำนวณได้จากสมการต่อไปนี้

$$pOH = -\log [OH^-]$$

จากสมการของ pH และ pOH จะได้สมการใหม่ดังนี้

$$pH + pOH = 14$$

จากสมการดังกล่าวเมื่อทราบค่า pH จะทำให้สามารถหาค่า pOH ของสารได้ และเมื่อทราบค่า pOH ก็จะทำให้สามารถหาค่า pH ได้เช่นกัน

2.5 การทดสอบความเป็นกรดเบสของสารละลาย

ในการทดสอบความเป็นกรดเบสของสารละลาย สามารถใช้เครื่องมือและอุปกรณ์มาทำการทดสอบ โดยเครื่องมือและอุปกรณ์ดังกล่าว จะมีประสิทธิภาพในการบอกความเป็นกรดเบสได้แตกต่างกัน

2.5.1 กระดาษลิตมัส

กระดาษลิตมัส (Litmus) เป็นกระดาษที่ใช้ทดสอบความเป็นกรดเบสของสารละลาย โดยมีสารอินดิเคเตอร์ที่ชื่อว่า อะโซลิตมิน (Asolitmin) เคลือบบนกระดาษ ซึ่งจะเปลี่ยนสีในช่วง pH 5.0 – 8.0 เปลี่ยนสีจากแดงเป็นน้ำเงิน กระดาษลิตมัสมี 2 สี คือ สีแดง และสีน้ำเงิน โดยสารที่เป็นกรดจะเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีน้ำเงินเป็นสีแดง สารที่เป็นเบสจะเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีแดงเป็นสีน้ำเงิน สารที่เป็นกลางจะไม่เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสทั้งสีแดง และน้ำเงิน กระดาษลิตมัสแสดงดังรูปที่ 2.1

รูปที่ 2.1 กระดาษลิตมัสสีแดงและสีน้ำเงิน
(ที่มา : Carolina Biological Supply Company, 24 March 2013)

2.5.2 อินดิเคเตอร์

อินดิเคเตอร์ (Indicator) คือ สารที่ใช้บอกความเป็นกรดเบสของสารละลาย โดยการเปลี่ยนสี ซึ่งจะมีสีตามโครงสร้างที่เปลี่ยนไป เมื่อค่า pH ของสารละลายเปลี่ยน

อินดิเคเตอร์เป็นโมเลกุลของสารอินทรีย์ที่มีโครงสร้างเป็นสารเชิงซ้อน มีสมบัติเป็นกรดอ่อน หรือเบสอ่อน ซึ่งแตกตัวให้คู่เบส หรือคู่กรดที่มีสีต่างจากโมเลกุลของกรดอ่อน หรือเบสอ่อนนั้น แต่ส่วนใหญ่อินดิเคเตอร์อยู่ในรูปของกรดอ่อน และเนื่องจากมีโครงสร้างที่ซับซ้อน จึงใช้ HIn แทนสูตรของอินดิเคเตอร์ เมื่ออยู่ในสารละลายแตกตัวดังนี้

$$HIn\ (aq) + H_2O\ (l) \longrightarrow H_3O^+\ (aq) + In^-\ (aq)$$

HIn และ In^- เป็นคู่กรด-เบสกัน และให้สีต่างกัน การที่อินดิเคเตอร์จะให้สีอะไรนั้นขึ้นอยู่กับปริมาณหรือความเข้มข้นของ H_3O^+ และ OH^- ในสารละลายที่เป็นกรด สีที่ปรากฏเป็นสีของ HIn ส่วนในสารละลายเบสสีที่ปรากฏคือสีของ In^- แต่ถ้าในสารละลายมีปริมาณ HIn และ In^- พอๆ กันจะปรากฏเป็นสีผสมระหว่างสีของ HIn กับ In^- (กุลยา โอตากะ และคณะ, 2552 : 189) ตัวอย่างอินดิเคเตอร์ในช่วงการเปลี่ยนสีที่ค่า pH ต่างๆ แสดงดังตารางที่ 2.6

ตารางที่ 2.6 อินดิเคเตอร์ และช่วง pH ของการเปลี่ยนสี

อินดิเคเตอร์	ช่วง pH ของการเปลี่ยนสี	สีที่เปลี่ยน
ไทมอลบลู (Thymol blue)	1.2 – 2.8	แดง – เหลือง
เมทิลเยลโล (Methyl yellow)	2.9 – 4.0	แดง – เหลือง
คองโกเรด (Congo red)	3.0 – 5.0	น้ำเงิน – แดง
เมทิลออเรนจ์ (Methyl orange)	3.2 – 4.4	แดง – เหลือง
โบรโมครีซอลกรีน (Bromocresol green)	3.8 – 5.4	เหลือง – น้ำเงิน
เมทิลเรด (Methyl red)	4.2 – 6.3	แดง – เหลือง
อะโซลิตมิน (Asolitmin) หรือลิตมัส	5.0 – 8.0	แดง – น้ำเงิน
โบรโมไทมอลบลู (Bromothymol blue)	6.0 – 7.6	เหลือง – น้ำเงิน
ฟีนอลเรด (Phenol red)	6.8 – 8.4	เหลือง – แดง
ไทมอลบลู (Thymol blue)	8.0 – 9.6	เหลือง – น้ำเงิน
ฟีนอล์ฟทาลีน (Phenolphthalein)	8.3 – 10.0	ไม่มีสี – ชมพู

(ที่มา : สุเทพ เทียนวรรณ, 2552 : 164)

นอกจากนี้ ยังมีอินดิเคเตอร์ที่นิยมใช้อีกชนิดหนึ่ง คือ ยูนิเวอร์แซลอินดิเคเตอร์ (Universal indicator) โดยจะมีช่วงการเปลี่ยนสีหลายสีที่ pH ต่างๆ กัน มีทั้งที่เป็นสารละลายของเหลว และเคลือบอยู่บนกระดาษ ได้แก่ กระดาษยูนิเวอร์แซลอินดิเคเตอร์ ดังรูปที่ 2.2 เมื่อนำสารละลายมาทดสอบกับกระดาษยูนิเวอร์แซล กระดาษจะเกิดการเปลี่ยนสีที่ค่า pH ต่างๆ แต่อย่างไรก็ตามกระดาษยูนิเวอร์แซลสามารถบอกค่า pH ของสารได้อย่างคร่าวๆ

รูปที่ 2.2 กระดาษยูนิเวอร์แซลอินดิเคเตอร์

(ที่มา : Fun Science Gallery, 14 September 2012)

2.5.3 เครื่องวัดกรดเบส

เครื่องวัดกรดเบส หรือ pH meter เป็นเครื่องมือที่ใช้ในการวัดค่า pH ของสารละลาย โดยบอกเป็นค่า pH ที่แน่นอน เป็นเครื่องมือที่ใช้วัดได้ง่าย สะดวก และรวดเร็ว แต่ราคาค่อนข้างแพงเมื่อเทียบกับอินดิเคเตอร์ เครื่องวัดกรดเบสแสดงดังรูปที่ 2.3

รูปที่ 2.3 เครื่องวัดกรดเบส
(ที่มา : Eduzones, 24 March 2013)

2.6 กรดเบสในชีวิตประจำวัน

ในชีวิตประจำวันของเราจะเกี่ยวข้องกับสารที่เป็นกรดและเบสอย่างหลีกเลี่ยงไม่ได้ ซึ่งมีทั้งสารที่มีอยู่ในธรรมชาติและสารที่สังเคราะห์ขึ้นในห้องปฏิบัติการ สารดังกล่าวมีทั้งที่เป็นประโยชน์และเป็นโทษต่อสิ่งมีชีวิตและสิ่งแวดล้อม

2.6.1 กรดในชีวิตประจำวัน

กรดแบ่งเป็น 2 ประเภท คือ กรดอินทรีย์ และกรดอนินทรีย์ ดังนี้ (กุลยา โอตากะ และคณะ, 2552 : 184)

2.6.1.1 กรดอินทรีย์ เป็นกรดที่ได้จากสิ่งมีชีวิต เช่น พืช และจุลินทรีย์ หรือจากการสังเคราะห์ สามารถรับประทานได้ ไม่เป็นอันตรายต่อร่างกาย ได้แก่

1) กรดแอซิติก (Acetic acid; CH_3COOH) หรือกรดน้ำส้ม ได้จากการหมักแป้งหรือน้ำตาล โดยใช้จุลินทรีย์พบในการผลิตน้ำส้มสายชู

2) กรดซิตริก (Citric acid) หรือกรดมะนาว เป็นกรดที่อยู่ในน้ำผลไม้ที่มี รสเปรี้ยว เช่น ส้ม มะนาว

3) กรดอะมิโน (Amino acid) เป็นกรดที่ใช้สร้างสารประเภทโปรตีน พบมีอยู่ในเนื้อสัตว์ ผลไม้เปลือกแข็ง หรือในพืชตระกูลถั่ว

4) กรดแอสคอร์บิก (Ascorbic acid) หรือวิตามินซี มีในผลไม้ที่มีรสเปรี้ยว ป้องกันโรคเลือดออกตามไรฟัน (กุลยา โอตากะ และคณะ, 2552 : 184)

2.6.1.2 กรดอนินทรีย์ (กรดแร่) เป็นกรดที่เกิดจากการสังเคราะห์จากแร่ธาตุ ไม่สามารถรับประทานได้ มีฤทธิ์กัดกร่อนรุนแรง ได้แก่

1) กรดเกลือ หรือกรดไฮโดรคลอริก (Hydrochloric acid; HCl) เป็นกรดแก่ พบในน้ำย่อยในกระเพาะอาหารด้วย

2) กรดไนตริก (Nitric acid; HNO_3) เป็นสารเคมีที่ใช้ในห้องปฏิบัติการ เมื่อถูกผิวหนังจะเป็นสีเหลือง ใช้ในการตรวจหาโปรตีนอัลบูมิน

3) กรดบอริค (Boric acid; H_3BO_3) เป็นยาฆ่าเชื้อราและยาล้างตา

4) กรดกำมะถันหรือกรดซัลฟิวริก (Sulphuric acid; H_2SO_4) ไม่มีสีและกลิ่น เป็นกรดแก่ สามารถเกิดการกัดกร่อนได้ ใช้สำหรับกำจัดออกไซด์ของโลหะ เช่น สนิม เหล็ก และทำปฏิกิริยารุนแรงกับสารอินทรีย์เหลือเพียงถ่านเท่านั้น

นอกจากกรดในชีวิตประจำวันที่กล่าวมาข้างต้นแล้ว ยังมีกรดในร่างกายของเรา โดยในเซลล์ร่างกายของมนุษย์ มีกระบวนการเมแทบอลิซึม ที่มีการเข้า-ออกของสารประกอบต่างๆ อยู่ตลอดเวลา เช่น คาร์บอนไดออกไซด์ กรดซัลฟิวริก กรดฟอสฟอริกซึ่งเป็นสารผลิตภัณฑ์ที่ได้จากการย่อยโปรตีน และกรดไขมันที่ได้จากขบวนการย่อยของไขมัน กรดตีโตได้จากขบวนการในโรคเบาหวาน มีกรดอีกหลายชนิดถูกผลิตจากแอลกอฮอล์ในร่างกาย และยังมีกรดไฮโดรคลอริกในกระเพาะอาหารอีกด้วย (กุลยา โอตากะ และคณะ, 2552 : 185)

2.6.2 เบสในชีวิตประจำวัน

สารที่เป็นเบสในชีวิตประจำวันมีหลายชนิด ตัวอย่างเช่น

1) สารประกอบแอมโมเนียมไฮดรอกไซด์ ที่เรียกว่าแอมโมเนีย ถูกใช้ในการเตรียมสารประกอบที่สำคัญอย่า งเช่น กรดดินประสิว และแอมโมเนียมคลอไรด์ สำหรับแอมโมเนียใช้ในน้ำยาทำความสะอาด แอมโมเนียมไฮดรอกไซด์เจือจาง ใช้ดมเพื่อบำรุงหัวใจ ช่วยในการหายใจ

2) โซเดียมไฮดรอกไซด์ หรือโซดาไฟถูกใช้ในการผลิตสบู่ พลาสติก และกระดาษ เป็นเบสแก่มีฤทธิ์ในการกัดกร่อนผิวหนังมาก ใช้ขจัดสิ่งสกปรกในท่อน้ำทิ้งที่อุดตัน

3) แคลเซียมไฮดรอกไซด์ ที่รู้จักดี คือ Lime water ใช้ในการเตรียมของปูนฉาบผนังและปูนขาว บางครั้งเรียกว่าน้ำปูนใส นำมาใช้ในการดองผลไม้ ทำให้ผลไม้กรอบ

4) แมกนีเซียมไฮดรอกไซด์ หรือ Milk of magnesia สารประกอบเจือจางใช้เป็นยาลดกรดในกระเพาะอาหาร

5) แอมโมเนียมคาร์บอเนต ใช้แก้น้ำกระด้าง (กุลยา โอตากะ และคณะ, 2552 : 186)

6) โซเดียมไบคาร์บอเนต ใช้ทำขนม หรือใช้เป็นส่วนผสมของยาสีฟัน ลดความเป็นกรดในปาก

7) สบู่ จัดเป็นสารทำความสะอาดที่ใช้ทำความสะอาดร่างกาย

8) แชมพูสระผม เป็นสารที่ใช้ทำความสะอาดเส้นผม

9) ผงซักฟอก เป็นสารทำความสะอาดที่ใช้ในการซักฟอกและทำความสะอาดเส้นใย

2.7 เกลือ

เกลือ (Salt) เป็นสารประกอบที่พบในธรรมชาติ จัดเป็นสารประกอบไอออนิก เมื่อเกลือละลายน้ำจะมีการแตกตัวเป็นไอออนบวก และไอออนลบ ตัวอย่างเช่น โซเดียมคลอไรด์ หรือเกลือแกง ดังสมการ

$$NaCl \longrightarrow Na^{+} + Cl^{-}$$

เกลือ เกิดจากไฮโดรเจนในกรด ถูกแทนที่ด้วยไอออนของโลหะ หรือหมู่ธาตุที่เทียบเท่าโลหะ เช่น CH_3COONa หรือเกิดจากการทำปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส เช่น NaCl $CaCO_3$ เกลือมีสมบัติทั่วไปดังนี้

1) เกลือมีสถานะเป็นของแข็ง

2) เกลือมีรสต่างกัน รสเค็ม เช่น NaCl รสขม เช่น $MgSO_4 . 7H_2O$ (ดีเกลือ) นอกจากนี้ยังมีรสฝาด รสจืด เป็นต้น

3) เกลือส่วนมากมีสีขาว บางชนิดมีสีอื่นๆ เกลือที่มีสีมักจะเป็นเกลือที่มีธาตุแทรนสิชันเป็นองค์ประกอบ

4) การละลายน้ำ เกลือส่วนมากละลายน้ำได้ เช่น NaCl $MgSO_4$ CH_3COONa ได้สารละลายอิเล็กโทรไลต์ สามารถนำไฟฟ้าได้ แต่มีเกลือบางชนิดไม่ละลายน้ำ เช่น $BaSO_4$ $CaCO_3$ AgCl

เกลือเป็นสารประกอบที่จำเป็นสำหรับร่างกาย ทำให้กระบวนการเมแทบอลิซึมทำงานได้อย่างปกติ ประโยชน์ของเกลือในร่างกาย เช่น เกลือของเหล็กใช้ในกระบวนการสร้างฮีโมโกลบิน เกลือของแคลเซียม และฟอสฟอรัสใช้ในการสร้างกระดูกและฟัน นอกจากนี้ยังมีเกลืออีกหลายชนิด

ที่ช่วยในระบบประสาท เซลล์กล้ามเนื้อ ช่วยควบคุมการเต้นของหัวใจ (กุลยา โอตากะ และคณะ, 2552 : 194)

2.8 บัฟเฟอร์

สารละลายบัฟเฟอร์ (Buffer) คือ สารละลายที่สามารถรักษาระดับ pH ได้คงที่ หรือไม่เปลี่ยนแปลงมากนัก เมื่อเติมกรดหรือเบสลงไปปริมาณเล็กน้อย

2.8.1 ประเภทของสารละลายบัฟเฟอร์ สารละลายบัฟเฟอร์แบ่งเป็น 2 ชนิด คือ

2.8.1.1 สารละลายบัฟเฟอร์กรด (Acidic buffer) เป็นบัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วย กรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อนนั้น เช่น สารละลายบัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วยกรดแอซิติก (CH_3COOH) กับเกลือโซเดียมแอซีเตด (CH_3COONa)

2.8.1.2 สารละลายบัฟเฟอร์เบส (Basic buffer) เป็นบัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วยเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อนนั้น เช่น สารละลายบัฟเฟอร์ ที่ประกอบด้วยแอมโมเนีย (NH_3) กับเกลือแอมโมเนียมคลอไรด์ (NH_4Cl)

2.8.2 การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์

ในการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์ ที่ค่า pH ต่างๆ นั้น จะต้องเลือกกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อนนั้น หรือเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อนนั้น โดยให้มีอัตราส่วนของความเข้มข้นที่เหมาะสม สมการที่ใช้ในการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์มีดังนี้

2.8.2.1 สารละลายบัฟเฟอร์กรด

ในการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์กรด ยกตัวอย่างสารละลายบัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วย CH_3COOH และ CH_3COONa จะเกิดปฏิกิริยาดังสมการ

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$$

$$CH_3COONa \longrightarrow Na^+ + CH_3COO^-$$

ความเข้มข้นของ CH_3COO^- ที่ได้จากกรดถือว่าน้อยมาก เมื่อเทียบกับที่ได้จากการแตกตัวของเกลือ CH_3COONa ซึ่งแตกตัวให้ CH_3COO^- ทั้งหมด

จาก $K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$

$[H_3O^+] = \frac{K_a [CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$

ดังนั้น $[H_3O^+] = \frac{K_a C_a}{C_s}$

เมื่อ K_a = ค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อน CH_3COOH

C_a = ความเข้มข้นของกรดอ่อน CH_3COOH

C_s = ความเข้มข้นของเกลือ CH_3COONa

สามารถเขียนได้ในรูป

$$\mathbf{pH = pK_a + \log \frac{C_s}{C_a}}$$

สมการนี้ คือ Henderson-Hasselbalch equation ซึ่งสามารถนำมาใช้คำนวณหาส่วนประกอบของบัฟเฟอร์ที่กำหนดค่า pH ความเข้มข้น และ pK_a ได้

2.8.2.2 สารละลายบัฟเฟอร์เบส

ในการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์เบส จะใช้สมการ ในทำนองเดียวกันกับสารละลายบัฟเฟอร์กรด ดังสมการ

$$\mathbf{pOH = pK_b + \log \frac{C_s}{C_b}}$$

เมื่อ K_b = ค่าคงที่การแตกตัวของเบสอ่อน

C_b = ความเข้มข้นของเบสอ่อนในบัฟเฟอร์

C_s = ความเข้มข้นของเกลือของเบสอ่อนในบัฟเฟอร์

(ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยเชียงใหม่, 2543 : 1)

2.8.3 กลไกการทำงานของสารละลายบัฟเฟอร์

การที่สารละลายบัฟเฟอร์ สามารถรักษาระดับ pH ไว้ได้ เนื่องจากในสารละลายมีภาวะสมดุลระหว่างกรดอ่อนและคู่เบสเกิดขึ้น พิจารณาสารละลายบัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วยกรดอ่อน (HA) กับเกลือของกรดอ่อนนั้น (MA)

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$$

$$MA \longrightarrow M^+ + A^-$$

เมื่อเติมกรดแก่จำนวนเล็กน้อยลงไป กรดแก่จะแตกตัวหมดให้ H_3O^+ สารละลายบัฟเฟอร์จะกำจัด H_3O^+ โดยที่ A^- จะเข้าทำปฏิกิริยากับ H_3O^+ เกิดเป็นกรดอ่อน ดังสมการ

$$A^- + H_3O^+ \longrightarrow H_2O + HA$$

ดังนั้น จึงทำให้ปริมาณ H_3O^+ ในสารละลายลดลงเหลือเกือบเท่าเดิม pH จึงเปลี่ยนไปน้อยมาก ถ้าเติมเบสแก่ (OH^-) จำนวนเล็กน้อยลงไป กรดอ่อนจะทำหน้าที่กำจัด OH^- เกิดเป็นเกลือกับน้ำ (ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยเชียงใหม่, 2543 : 2) ดังสมการ

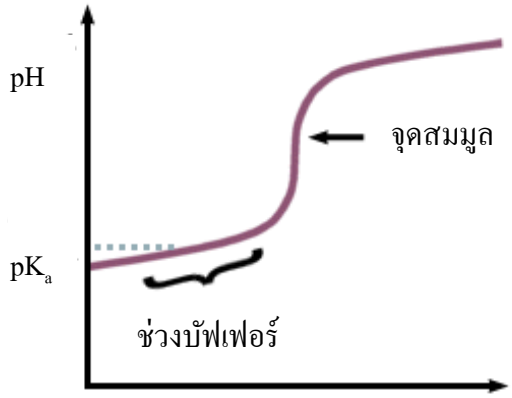
$$HA + OH^- \longrightarrow H_2O + A^-$$

โดยสรุปอาจกล่าวได้ว่าเมื่อมีการเติมกรดหรือเบสลงไปในสารละลายบัฟเฟอร์ใดๆ ระบบบัฟเฟอร์นั้นจะบรรเทาฤทธิ์ของกรดและเบส โดยอาศัยองค์ประกอบของคู่บัฟเฟอร์ ในกรณีที่คู่บัฟเฟอร์นั้น เป็นกรดอ่อนและคู่เบสของกรดอ่อนนั้น ส่วนที่เป็นกรดอ่อนจะทำหน้าที่บรรเทาฤทธิ์ของเบส และคู่เบสจะบรรเทาฤทธิ์ของกรดที่เติมลงไป (ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยเชียงใหม่, 2543 : 1)

2.8.4 ประสิทธิภาพของสารละลายบัฟเฟอร์

ประสิทธิภาพของสารละลายบัฟเฟอร์ (Buffer efficiency) วัดได้จากความสามารถในการต้านการเปลี่ยนแปลงของค่า pH เมื่อเติมกรดหรือเบสจำนวนหนึ่งที่รู้ปริมาณแน่นอนลงไปในสารละลายบัฟเฟอร์ที่มีความเข้มข้นตามที่กำหนด

เมื่อเติมเบสแก่ ลงในสารละลายบัฟเฟอร์กรด ดังรูปที่ 2.4 จะเห็นว่าจุดที่ pH ใกล้เคียงกับค่า pK_a ของกรดอ่อน สารละลายบัฟเฟอร์จะมีความสามารถในการต้านการเปลี่ยนแปลงค่า pH ได้ดี และจะดีที่สุดเมื่อ pH เท่ากับค่า pK_a จึงเป็นสารละลายบัฟเฟอร์ที่มีประสิทธิภาพดีที่สุด



รูปที่ 2.4 กราฟการเติมเบสแก่ลงในสารละลายบัฟเฟอร์
(ที่มา : Sparknotes, 24 March 2013)

ในการเลือกสารละลายบัฟฟอร์ชนิดต่างๆ เพื่อมาใช้งาน เช่น ในการศึกษาการทำงานของเอนไซม์ชนิดหนึ่ง ซึ่งทำงานได้ดีในสารละลายที่มีค่า pH เท่ากับค่า 7 จึงควรเลือกใช้บัฟเฟอร์ฟอสเฟต ($H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$) ซึ่งมีค่า pK_a = 6.8 มากกว่าบัฟเฟอร์แอซิเตต (CH_3COOH/CH_3COO^-) ซึ่งมีค่า pK_a = 4.7 (พัชรี บุญศิริ และคณะ, 2550 : 37)

2.8.5 ระบบบัฟเฟอร์ในร่างกาย

ร่างกายจำเป็นต้องควบคุมค่า pH ของของเหลวทุกชนิดให้มีค่าคงที่ เพื่อให้ร่างกายสามารถดำรงชีวิตได้อย่างปกติสุข เช่น ค่า pH ของพลาสมาในเลือดต้องมีค่าคงที่ ในช่วงประมาณ pH 7.4 ถ้า pH ลดต่ำลงกว่านี้ จะเกิดโรคเนื่องจากภาวะความเป็นกรดสูง เรียกว่า ภาวะกรดเกิน (Acidosis) ถ้ารุนแรงอาจทำให้หมดสติหรือตายได้ ในทำนองเดียวกันถ้า pH สูงกว่าระดับปกติจะเกิดภาวะความเป็นเบสสูง เรียกว่า ภาวะด่างเกิน (Alkalosis) ซึ่งจะทำให้ตายได้เช่นกัน (พัชรี บุญศิริ และคณะ, 2550 : 38)

นอกจากนี้เอนไซม์จะทำงานได้ในช่วง pH ช่วงหนึ่งเท่านั้น ดังนั้นเวลาที่เกิดกรดหรือเบสขึ้นจากปฏิกิริยาในร่างกาย บัฟเฟอร์จะต้องคอยช่วยปรับ pH ให้กลับคืนสู่สภาพปกติที่เอนไซม์จะทำงานได้ต่อไป

กลไกการควบคุม pH ในพลาสมาที่สำคัญมี 3 ระบบ คือ ระบบบัฟเฟอร์เคมี (Chemical buffering) ระบบหายใจ โดยขับคาร์บอนไดออกไซด์ออกทางลมหายใจ (Respiratory mechanism) และระบบกำจัด H^+ และขับออกทางปัสสาวะโดยไต (Renal mechanism)

การควบคุม pH โดยอาศัยระบบบัฟเฟอร์เคมีต่างๆ นับเป็นวิธีที่เกิดขึ้นได้ในเวลาอันรวดเร็วเพียงไม่กี่นาทีหลังจากที่ร่างกายได้รับกรดหรือเบสเข้าไป ระบบบัฟเฟอร์ที่มีบทบาทในการควบคุมระดับ pH ของร่างกายมีหลายระบบ ซึ่งจำแนกได้เป็น 3 ระบบ คือ ระบบไบคาร์บอเนต (CO_2/HCO_3^-) ระบบฟอสเฟต ($H_2PO_4^-/ HPO_4^{2-}$) และระบบโปรตีน

ตัวอย่างเช่น เลือด ซึ่งเป็นตัวขนส่งสารต่างๆ รวมทั้งพวกที่เป็นกรดและเบส เช่น กรดอะมิโน กรดไขมัน เลือดจะต้องมีระบบบัฟเฟอร์คอยช่วยปรับ pH ของตัวเองให้คงที่ในช่วง 7.35 – 7.45 เสมอ สารละลายบัฟเฟอร์ที่พบในเลือดมีหลายชนิด เช่น $H_2CO_3 – HCO_3^-$ และ $H_2PO_4^- - HPO_4^{2-}$ โดย $H_2CO_3 – HCO_3^-$ จะเป็นระบบหลัก

$$H_2O + CO_2\,(aq) \xrightleftharpoons{\text{carbonic anhydrase}} H_2CO_3\,(aq) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + HCO_3^-\,(aq)$$

คาร์บอนไดออกไซด์ในสารละลายจะสมดุลกับก๊าซคาร์บอนไดออกไซด์ในอากาศ แล้วถูกเอนไซม์คาร์บอนิคแอนไฮเดรสเปลี่ยนต่อไป ให้เกิดเป็นกรดคาร์บอนิคขึ้น แต่อย่างไรก็ตาม ความเข้มข้นของกรดนี้จะน้อยมาก เพราะเพียง 0.37 % ของคาร์บอนไดออกไซด์เท่านั้นที่จะเกิดการเปลี่ยนแปลง ถ้าเขียนสมดุลของระบบบัฟเฟอร์นี้ให้ง่ายเข้าจะได้เป็น

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$

โดย H_2CO_3 จะแทนคาร์บอนไดออกไซด์ทั้งหมดที่ละลายอยู่ในเลือด

เมื่อเติม H^+ ลงไป สมดุลจะเลื่อนไปทางซ้ายและ H^+ ส่วนใหญ่ที่เพิ่มเข้ามาจะหายไปจากสารละลาย ถ้าเติม OH^- ลงไป OH^- จะรวมตัวกับ H^+ ในสารละลาย ทำให้ความเข้มข้นของ H^+ ลดลง และทำให้กรดคาร์บอนิคแตกตัวเพิ่มขึ้น เพื่อรักษา pH ของเลือดให้คงที่

อย่างไรก็ตาม ระบบบัฟเฟอร์เพียงอย่างเดียวก็ไม่สามารถที่จะรักษา pH ของเลือดไว้ให้คงที่ได้ตลอดเวลา เพราะคาร์บอนไดออกไซด์ที่ผลิตออกมาจากเมตาบอลิซึมต่างๆ นั้นมีจำนวนมาก ในกรณีเช่นนี้คาร์บอนไดออกไซด์บางส่วน จะถูกขับออกจากเลือดโดยเร็วด้วยการหายใจทางปอด และ H^+ ที่เกิดขึ้นจะถูกไตขับออกกับปัสสาวะ (เรืองลักขณา จามิกรณ์, 2544 : 90 - 91)

สรุปท้ายบท

นิยามกรดเบส จะเป็นตัวช่วยอธิบายความหมายของกรด และเบส ซึ่งได้มีนักวิทยาศาสตร์เสนอนิยามกรดเบสไว้หลายนิยาม ในการเลือกใช้นิยามใดขึ้นกับสภาวะที่เหมาะสมกับนิยามนั้นๆ เมื่อพิจารณา นิยามกรดเบสของเบรินสเตด-ลาวรี ความแรงของกรดเบสจะพิจารณาจากความสามารถในการให้ หรือรับโปรตอน โดยกรดแก่ คือ กรดที่ให้โปรตอนได้มาก ส่วนกรดอ่อน คือ กรดที่ให้โปรตอนได้น้อย เบสแก่ คือ เบสที่รับโปรตอนได้มาก และเบสอ่อน คือ เบสที่รับโปรตอนได้น้อย นอกจากนี้ในการเปรียบเทียบความแรงของกรดอ่อน ยังสามารถพิจารณาได้จากค่าคงที่ของการแตกตัวของกรดอ่อน หรือค่า K_a โดยกรดที่มีค่า K_a มากจะมีความแรงมากกว่าหรือเป็นกรดแก่กว่ากรดที่มีค่า K_a น้อย ส่วนการเปรียบเทียบความแรงของเบสอ่อน พิจารณาได้จากค่าคงที่ของการแตกตัวของเบสอ่อน หรือค่า K_b โดยเบสที่มีค่า K_b มากจะมีความแรงมากกว่า หรือเป็นเบสแก่กว่าเบสที่มีค่า K_b น้อย ค่า pH เป็นค่าที่ใช้บอกความเป็นกรดเป็นเบสของสารละลาย โดยสารที่มีค่า pH น้อยกว่า 7 จะเป็นกรด ส่วนสารที่มีค่า pH มากกว่า 7 จะเป็นเบส ในขณะที่สารที่มีค่า pH มากกว่า 7 จะเป็นกลาง

สารละลายบัฟเฟอร์ คือ สารละลายที่สามารถรักษาระดับ pH ได้คงที่ หรือไม่เปลี่ยนแปลงมากนัก เมื่อเติมกรดหรือเบสลงไปปริมาณเล็กน้อย ร่างกายจำเป็นต้องมีระบบบัฟเฟอร์เพื่อควบคุมค่า pH ของของเหลวทุกชนิดให้มีค่าคงที่ เพื่อให้ร่างกายสามารถดำรงชีวิตได้อย่างปกติสุข เช่น ค่า pH ของพลาสมาในเลือด ต้องมีค่าคงที่ในช่วงประมาณ pH 7.4 นอกจากนี้เอนไซม์จะทำงานได้ในช่วง pH ช่วงหนึ่งเท่านั้น ดังนั้นเวลาที่เกิดกรด หรือเบสขึ้นจากปฏิกิริยาในร่างกาย บัฟเฟอร์จะต้องคอยช่วยปรับ pH ให้กลับคืนสู่สภาพปกติที่เอนไซม์จะทำงานได้ต่อไป ตัวอย่างระบบบัฟเฟอร์ในร่างกาย เช่น $H_2CO_3 - HCO_3^-$ เป็นระบบหลักในการรักษาค่า pH ของเลือด

แบบฝึกหัดท้ายบท

1. จงใช้นิยามกรดเบสของอาร์เรเนียสในการอธิบายว่าสารต่อไปนี้เป็นกรดหรือเบส

1.1 NaOH

1.2 HCl

2. พิจารณาสมการเคมีต่อไปนี้

$$CO_3^{2-} + H_2S \longrightarrow HCO_3^- + HS^-$$

จงใช้นิยามกรดเบสของเบรินสเตด-ลาวรี ในการอธิบายความเป็นกรดเบสของสารในสมการข้างต้น

3. จงอธิบายนิยามกรดเบสของลิวอิส

4. พิจารณากรดอ่อนและค่า K_a ของกรดอ่อนต่อไปนี้ แล้วเรียงลำดับความแรงของกรดอ่อนทั้ง 5 ชนิด

4.1 ออกซาลิก ค่า K_a 5.9×10^{-2}

4.2 ซัลฟิวรัส ค่า K_a 1.5×10^{-2}

4.3 ฟอสฟอริก ค่า K_a 7.5×10^{-3}

4.4 ซิตริก ค่า K_a 7.1×10^{-4}

4.5 ไนตรัส ค่า K_a 4.6×10^{-4}

5. จงอธิบายสมบัติทางเคมีของกรดและเบส

6. ถ้าต้องการทำการทดลองเกี่ยวกับการทดสอบการเปลี่ยนค่า pH ของสารในช่วง 8.3 – 11 จะเลือกใช้อินดิเคเตอร์ใดมาทำการทดลอง

7. จงยกตัวอย่างกรดเบสในชีวิตประจำวันพร้อมประโยชน์มาอย่างละ 5 สาร

8. จงอธิบายความหมายของสารละลายบัฟเฟอร์

9. จงอธิบายความจำเป็นของระบบบัฟเฟอร์ในร่างกาย

10. ระบบบัฟเฟอร์เคมีที่ควบคุมค่า pH ในเลือด ที่เป็นระบบหลักคือระบบบัฟเฟอร์ใด

เอกสารอ้างอิง

กุลยา โอตากะ ทะยานรุ่ง เหลือสินทรัพย์ และพิทยา สีสด. (2552). **เคมีเบื้องต้น**. พิมพ์ครั้งที่ 2. กรุงเทพฯ : สำนักพิมพ์มหาวิทยาลัยรามคำแหง.

คณะอนุกรรมการปรับปรุงหลักสูตรวิทยาศาสตร์สาขาเคมี. (2548). **เคมี เล่ม 1**. กรุงเทพ : โรงพิมพ์ชวนพิมพ์.

พัชรี บุญศิริ เปรมใจ อารีจิตรานุสรณ์ อุบล ชาอ่อน และปีติ ธุวจิตต์. (2550). **ตำราชีวเคมี**. พิมพ์ครั้งที่ 5. ขอนแก่น : คลังนานาวิทยา.

ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยเชียงใหม่. (2543). **คู่มือปฏิบัติการ 211317, 211318**. เชียงใหม่ : มหาวิทยาลัยเชียงใหม่.

เรืองลักขณา จามิกรณ์. (2544). **ชีวเคมีเบื้องต้น**. พิมพ์ครั้งที่ 11. กรุงเทพฯ : สำนักพิมพ์มหาวิทยาลัยรามคำแหง.

สุเทพ เทียนวรรณ. (2552). **เคมีทั่วไป.** บุรีรัมย์ : มหาวิทยาลัยราชภัฏบุรีรัมย์.

Carolina Biological Supply Company. (24 March 2013). **Acid/Base Indicator Strips.** . Retrieved from http://www.carolina.com/acids-bases-ph-test/acidbase-indicator-strips-pack-of-100-each/895511.pr

Eduzones. (24 March 2013). **pH meter**. Retrieved from http://blog.eduzones.com/augat/85304

Fun Science Gallery. (14 September 2012). **Acid**. Retrieved from http://www.funsci.com/fun3_en/acids/acids_01.jpg

Rogers, E., Stovall, I., Jones, L., Chabay, R., Kean, E. and Smith, S. (21 March 2014). **Equilibrium in solutions of weak acids**. Retrieved from https://www.chem.wisc.edu/deptfiles/genchem/sstutorial/Text12/Tx125/tx125.html

Sparknotes. (24 March 2013). **Titrations**. Retrieved from http://www.sparknotes.com/chemistry/acidsbases/titrations/section1.html

Stoker, Stephen H. (1998). **General Organic and Biological**. Boston, NY : Houghton Mifflin.