

บทที่ 2

กรด เบสเกลือและบัฟเฟอร์

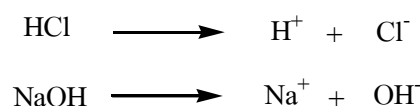
สิ่งมีชีวิตต่างๆ รวมทั้งมนุษย์จะสามารถดำรงชีวิตได้นั้น จะต้องมีกระบวนการเมแทบอลิซึมที่ดำเนินไปอย่างปกติ ซึ่งปฏิกิริยาเคมีต่างๆ ของกระบวนการเมแทบอลิซึมจะดำเนินไปอย่างปกติได้นั้น ต้องอยู่ในสภาวะที่เหมาะสม และมีสมดุล เช่น อุณหภูมิ ภาวะความเป็นกรดเบส (pH) เป็นต้น การเสียสภาวะสมดุลในด้านต่างๆ ดังกล่าวจะทำให้ปฏิกิริยาเคมีดำเนินไปอย่างผิดปกติ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

2.1 นิยามกรดเบส

การที่จะบอกว่ากรดและเบสคืออะไรในทางเคมีนั้น จะใช้นิยามกรดเบสมาช่วยในการอธิบาย ซึ่งได้มีนักวิทยาศาสตร์ให้นิยามกรดเบสดังนี้

2.1.1 นิยามของอาร์เรเนียส

ในปี ค.ศ. 1887 สวานเต อาร์เรเนียส (Svante Arrhenius) ได้เสนอนิยามกรดเบสไว้ ดังนี้ กรด คือ สารที่เมื่อละลายน้ำแล้วจะแตกตัวให้ H^+ หรือ H_3O^+ เบส คือ สารที่เมื่อละลายน้ำแล้วจะแตกตัวให้ OH^- ตัวอย่างเช่น กรดไฮโดรคลอริก (HCl) และ โซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) ดังสมการ

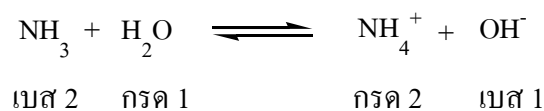


กรดไฮโดรคลอริกเมื่อละลายน้ำแล้ว แตกตัวให้ H^+ ดังนั้นกรดไฮโดรคลอริกจึงเป็นกรดตามนิยามของอาร์เรเนียส ในขณะที่โซเดียมไฮดรอกไซด์เมื่อละลายน้ำแล้ว แตกตัวให้ OH^- ดังนั้นโซเดียมไฮดรอกไซด์จึงเป็นเบสตามนิยามของอาร์เรเนียส

ความแรงของกรดเบสตามนิยามนี้จะขึ้นอยู่กับความสามารถในการแตกตัวให้ H^+ และ H_3O^+ นิยามกรดเบสของอาร์เรเนียสมีข้อจำกัดที่สำคัญ คือ สารประกอบต้องละลายได้ในน้ำเท่านั้น ถ้าละลายในตัวทำละลายอื่นจะไม่จัดเป็นกรดหรือเบส นอกจากนี้สารที่ไม่มี H^+ และ OH^- ในโมเลกุล แต่อาจเป็นกรดหรือเบสได้โดยทำปฏิกิริยากับน้ำ เช่น แอมโมเนีย (NH_3) เป็นเบส แต่ไม่ปฏิบัติตามนิยามกรดเบสของอาร์เรเนียส

2.1.2 นิยามของบรอนสเตด-ลาวรี

ในปี ค.ศ. 1923 เจ เอ็น บรอนสเตด (J.N. Bronsted) และที เอ็ม ลาวรี (T.M. Lowry) ได้เสนอนิยามกรดเบสในเวลาใกล้เคียงกัน และมีความหมายคล้ายคลึงกันดังนี้ กรด คือ สารที่ให้โปรตอน (proton donor) แก่สารอื่น เบส คือ สารที่รับโปรตอน (proton acceptor) จากสารอื่น ปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสจึงเป็นการถ่ายเทโปรตอนจากกรดไปยังเบส เช่น แอมโมเนียละลายในน้ำ ดังสมการ

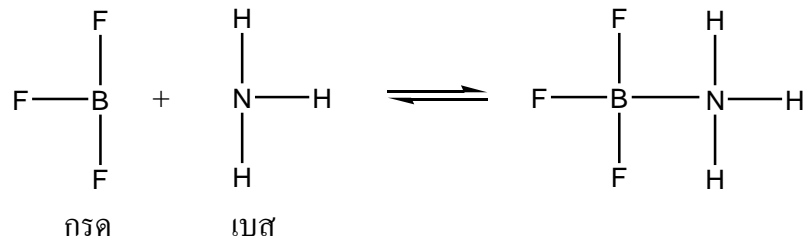


ในปฏิกิริยาไปข้างหน้า NH_3 จะเป็นฝ่ายรับโปรตอนจาก H_2O ดังนั้น NH_3 จึงเป็นเบส และ H_2O เป็นกรด แต่ในปฏิกิริยาย้อนกลับ NH_4^+ จะเป็นฝ่ายให้โปรตอนแก่ OH^- ดังนั้น NH_4^+ จึงเป็นกรด และ OH^- เป็นเบส กล่าวได้ว่า H_2O และ OH^- เป็นคู่กรด-เบสคู่ที่ 1 NH_4^+ และ NH_3 เป็นคู่กรด-เบสคู่ที่ 2 ดังนั้นจะพบว่าคู่กรด-เบสนั้นจะมีจำนวนโปรตอนต่างกัน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

ตามนิยามนี้ความแรงของกรดเบสจะขึ้นอยู่กับความสามารถในการให้และรับโปรตอน กรดแก่ คือ กรดที่ให้โปรตอนได้มาก ส่วนกรดอ่อน คือ กรดที่ให้โปรตอนได้น้อย เบสแก่ คือ เบสที่รับโปรตอนได้มาก และเบสอ่อน คือ เบสที่รับโปรตอนได้น้อย คำนิยามกรดเบสตามนิยามนี้กว้างขึ้นกว่านิยามของอาร์เรเนียส โดยใช้ธิบายความเป็นกรดเบสของสาร โดยไม่จำเป็นต้องละลายน้ำก็ได้ แต่ยังมีข้อจำกัดคือ กรดจะเป็นสารที่ให้ H^+ หรือสารที่มี H^+ อยู่ในโมเลกุลเท่านั้น ส่วนสารที่ไม่มี H^+ ในโมเลกุลไม่อาจจัดเป็นกรดตามนิยามนี้

2.1.3 นิยามของลิวอิส

ในปี ค.ศ. 1923 จี เอ็น ลิวอิส (G.N. Lewis) ได้เสนอนิยามกรดเบสดังนี้ กรด คือ สารที่สามารถรับคู่อิเล็กตรอน (electron pair acceptor) เบส คือ สารที่สามารถให้คู่อิเล็กตรอน (electron pair donor) เพื่อใช้ในการเกิดพันธะโคเวเลนต์ ตัวอย่างดังสมการ



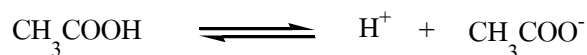
โบรอนไตรฟลูออไรด์ (BF_3) รับคู่อิเล็กตรอนจากแอมโมเนีย จึงเป็นกรด ในขณะที่แอมโมเนียให้คู่อิเล็กตรอนแก่โบรอนไตรฟลูออไรด์ เกิดเป็นพันธะโคเวเลนต์ จึงเป็นเบส นิยาม นี้กว้างขวางกว่านิยามของบรอนสเตด-ลาวรี และสามารถนำมาใช้กับสารต่างๆ ได้เป็นจำนวนมาก

2.2 ความแรงของกรดเบส

เมื่อพิจารณานิยามกรดเบสของบรอนสเตด-ลาวรี ความแรงของกรดเบสจะพิจารณาจากความสามารถในการให้หรือรับโปรตอน โดยกรดแก่ (strong acid) คือ กรดที่ให้โปรตอนได้มาก ส่วนกรดอ่อน (weak acid) คือ กรดที่ให้โปรตอนได้น้อย เบสแก่ (strong base) คือ เบสที่รับโปรตอนได้มาก และเบสอ่อน (weak base) คือ เบสที่รับโปรตอนได้น้อย ตัวอย่างเช่น กรดไฮโดรคลอริกเมื่อละลายน้ำจะแตกตัวให้โปรตอนทั้งหมด ดังนั้นกรดไฮโดรคลอริกจึงเป็นกรดแก่ ดังสมการ

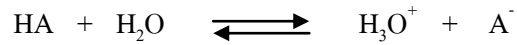


กรดอะซิติก (acetic acid) เมื่อละลายน้ำแล้วแตกตัวให้โปรตอนได้เพียงบางส่วน โดยโปรตอนที่ได้จากการแตกตัวสามารถเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับเป็นกรดอะซิติกได้อีก ดังนั้นกรดอะซิติกจึงเป็นกรดอ่อน ดังสมการ



กรดไฮโดรคลอริกจึงเป็นกรดแก่กว่ากรดอะซิติก เพราะให้โปรตอนได้ดีกว่ากรดอะซิติก และเมื่อพิจารณาความเป็นเบสของ Cl^- และ CH_3COO^- พบว่า CH_3COO^- เป็นเบสแก่กว่า Cl^- เพราะ CH_3COO^- รับโปรตอนได้ดีกว่า Cl^-

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



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

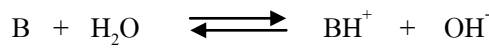
จากสมการจะเห็นว่าถ้ากรดให้โปรตอนได้มาก จะทำให้เกิดผลิตภัณฑ์ (H_3O^+ และ A^-) มาก ทำให้มีค่า K_a สูง ค่า K_a ของกรดอ่อนบางชนิดแสดงดังตารางที่ 2.1

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)	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	5.9×10^{-2}
ซัลเฟอร์รัส (sulfurous)	H_2SO_3	1.5×10^{-2}
ฟอสฟอริก (phosphoric)	H_3PO_4	7.5×10^{-3}
ซิตริก (citric)	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	7.1×10^{-4}
ไนตรัส (nitrous)	HNO_2	4.6×10^{-4}
ไฮโดรฟลูออริก (hydrofluoric)	HF	3.5×10^{-4}
ฟอร์มิก (formic)	HCOOH	1.8×10^{-4}
เบนโซอิก (benzoic)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	6.5×10^{-5}
อะซิติก (acetic)	CH_3COOH	1.8×10^{-5}
คาร์บอนิก (carbonic)	H_2CO_3	4.3×10^{-7}
ไฮโดรเจนซัลไฟด์ (hydrogen sulfide)	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 มากจะแตกตัวให้โปรตอนมากกว่ากรดที่มีค่า K_a น้อย ดังนั้นจึงมีความเป็นกรดที่แรงกว่า เช่น กรดอะซิติกมีค่า K_a เท่ากับ 1.8×10^{-5} เมื่อเปรียบเทียบกับ กรดคาร์บอนิกซึ่งมีค่า K_a เท่ากับ 4.3×10^{-7} จะเห็นว่ากรดอะซิติกมีค่า K_a มากกว่ากรดคาร์บอนิก ดังนั้นกรดอะซิติกจึงเป็นกรดแก่กว่ากรดคาร์บอนิก

ในการเปรียบเทียบความแรงของเบสอ่อนสามารถพิจารณาได้จากค่าคงที่ของการแตกตัวของเบสอ่อน หรือค่า K_b (base dissociation constant) ค่า K_b หาได้จากปฏิกิริยาการรับโปรตอนของเบสในน้ำ (ปฏิกิริยาการแตกตัวของเบสอ่อน) ดังต่อไปนี้



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

จากสมการจะเห็นว่าเมื่อเบสรับโปรตอนได้มาก จะทำให้เกิดผลิตภัณฑ์ $(BH^+ \text{ และ } OH^-)$ มาก ทำให้ค่า K_b สูง ค่า K_b ของเบสอ่อนบางชนิดแสดงดังตารางที่ 2.2

ตารางที่ 2.2 ค่า K_b ของเบสอ่อนบางชนิด

เบสอ่อน	สูตรโมเลกุล	K_b (โมลาร์)
คาร์บอเนตไอออน (carbonate ion)	PO_4^{3-}	2.2×10^{-2}
แอมโมเนีย (ammonia)	NH_3	1.8×10^{-5}
ไซยาไนด์ไอออน (cyanide ion)	CN^-	1.6×10^{-5}
ไฮโดรเจนซัลไฟด์ไอออน (hydrogen sulfide ion)	HS^-	1.1×10^{-7}
ไฮโดรเจนคาร์บอเนตไอออน (hydrogen carbonate ion)	HCO_3^-	2.6×10^{-8}
อะซิเตตไอออน (acetate ion)	CH_3COO^-	5.7×10^{-10}
ฟลูออไรด์ไอออน (fluoride ion)	F^-	1.5×10^{-11}
ไนไตรต์ไอออน (nitrite ion)	NO_2^-	1.4×10^{-11}
ซัลเฟตไอออน (sulfate ion)	SO_4^{2-}	9.8×10^{-13}

จากตารางที่ 2.2 เบสที่มี ค่า K_b มาก จะมีความเป็นเบสแรงกว่าเบสที่มีค่า K_b น้อย เช่น แอมโมเนียมีค่า K_b เท่ากับ 1.8×10^{-5} ในขณะที่อะซิเตตไอออนมีค่า K_b เท่ากับ 5.7×10^{-10} ดังนั้น แอมโมเนียจึงเป็นเบสแก่กว่าอะซิเตตไอออน

2.3 สมบัติของกรดเบส

จากสมบัติทั่วไปของกรดและเบส สารที่เป็นกรดมีสมบัติบางประการที่เหมือนกัน สารที่เป็นเบสก็มีสมบัติบางประการที่เหมือนกัน

2.3.1 สมบัติของกรด

สารที่เป็นกรดจะมีสมบัติที่เหมือนกันดังนี้

1. กรดมีรสเปรี้ยว
2. กรดเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีน้ำเงินเป็นสีแดง
3. กรดมีค่า pH น้อยกว่า 7
4. กรดมีสมบัติกัดกร่อนสารต่างๆ ได้ เช่น หินปูน เนื้อเยื่อของร่างกาย โลหะ โดยกรดแก่จะมีสมบัติกัดกร่อนมากกว่ากรดอ่อน
5. กรด ทำปฏิกิริยากับโลหะให้เกิดไฮโดรเจน (H_2) เป็นผลิตภัณฑ์ ยกเว้น โลหะทองแดง (Cu) เงิน (Ag) ทอง (Au) พรอท (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

สารที่เป็นกรดจะมีสมบัติที่เหมือนกันดังนี้

1. เบสมีรสฝาด ขม เมื่อโดนมือจะรู้สึกลื่นคล้ายสบู่

2. เบส เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีแดงเป็นสีน้ำเงิน
3. เบสมีค่า pH มากกว่า 7
4. เบสทำปฏิกิริยากับเกลือแอมโมเนียม (NH_4^+) ได้แก๊สแอมโมเนีย (NH_3) เป็นผลิตภัณฑ์ ดังสมการ

5. เบสทำปฏิกิริยากับเบสกรด ได้เกลือและน้ำเป็นผลิตภัณฑ์
6. สารละลายเบสนำไฟฟ้าได้

2.4 ค่า pH

ค่า pH เป็นค่าที่ใช้บอกความเป็นกรดเป็นเบสของสารละลาย โดยบอกถึงความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) หรือโปรตอน (H^+) ในสารละลาย

การใช้ค่า pH มีขึ้นครั้งแรกในปี ค.ศ.1909 โดย ซอเรน ปีเตอร์ ลอริตซ์ ซอเรนเซน (S.P.L. Sorensen) เนื่องจากก่อนหน้านั้นในการบอกความเป็นกรดเป็นเบสของสารละลายจะใช้ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน หรือโปรตอนในสารละลายเป็นเกณฑ์ โดยสารละลายที่มีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนมากกว่า 1.0×10^{-7} จะจัดเป็นสารละลายกรด ในขณะที่สารละลายที่มีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนน้อยกว่า 1.0×10^{-7} จัดเป็นสารละลายเบส แต่ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนในสารละลายจะมีค่าต่ำมาก จึงไม่สะดวกต่อการนำมาใช้ในการบอกความเป็นกรดเบส ดังนั้นจึงมีการกำหนดค่า pH ขึ้นเพื่อใช้บอกความเป็นกรดเบสของสารละลาย ค่า pH คำนวณได้จากสมการต่อไปนี้

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

สารละลายที่มีค่า pH น้อยกว่า 7 จะเป็นกรด ส่วนสารละลายที่มีค่า pH มากกว่า 7 จะเป็นเบส ในขณะที่สารละลายที่มีค่า pH เท่ากับ 7 จะเป็นกลาง สารแต่ละชนิดจะความเป็นกรด เป็นเบส เป็นกลาง ที่แตกต่างกัน ตัวอย่างค่า pH ของสารที่พบในชีวิตประจำวันแสดงดังตารางที่ 2.3 ตัวอย่างค่า pH ของของเหลวบางชนิดในร่างกายแสดงดังตารางที่ 2.4

ตารางที่ 2.3 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 2.4 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 แล้วยังมีค่าอีกค่าหนึ่งที่ใช้บอกความเป็นเบสของสารละลายนั้นคือ ค่า pOH ซึ่งเป็นค่าที่ใช้บอกความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน (OH⁻) ค่า pOH คำนวณได้จากสมการต่อไปนี้

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

จากสมการของ pH และ pOH จะได้สมการใหม่ดังนี้

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

จากสมการดังกล่าวเมื่อทราบค่า pH จะทำให้สามารถหาค่า pOH ของสารได้ และเมื่อทราบค่า pOH ก็จะทำให้สามารถหาค่า pH ได้เช่นกัน

2.5 การทดสอบความเป็นกรดเบสของสารละลาย

ในการทดสอบความเป็นกรดเบสของสารละลาย สามารถใช้เครื่องมือและอุปกรณ์มาทำการทดสอบ โดยเครื่องมือและอุปกรณ์ดังกล่าวจะมีประสิทธิภาพในการบอกความเป็นกรดเบสได้แตกต่างกัน

2.5.1 กระดาษลิตมัส

กระดาษลิตมัส (litmus) เป็นกระดาษที่ใช้ทดสอบความเป็นกรดเบสของสารละลาย โดยมีสารอินดิเคเตอร์ที่ชื่อว่า อะโซลิตมิน (asolitmin) เคลือบบนกระดาษ ซึ่งจะเปลี่ยนสีในช่วง pH 5.0 – 8.0 เปลี่ยนสีจากแดงเป็นน้ำเงิน กระดาษลิตมัสมี 2 สี คือ สีแดงและสีน้ำเงิน โดยสารที่เป็นกรดจะเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีน้ำเงินเป็นสีแดง สารที่เป็นเบสจะเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีแดงเป็นสีน้ำเงิน สารที่เป็นกลางจะไม่เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสทั้งสีแดงและน้ำเงิน กระดาษลิตมัสแสดงดังรูปที่ 2.1



รูปที่ 2.1 กระดาษลิตมัสสีแดงและสีน้ำเงิน

(ที่มา : <http://www.carolina.com/acids-bases-ph-test/>

acidbase-indicator-strips-pack-of-100-each/895511.pr, 24 มีนาคม 2556)

2.5.2 อินดิเคเตอร์

อินดิเคเตอร์ (indicator) คือ สารที่ใช้บอกความเป็นกรดเบสของสารละลายโดยการเปลี่ยนสี ซึ่งจะมีสีตามโครงสร้างที่เปลี่ยนไป เมื่อค่า pH ของสารละลายเปลี่ยน

อินดิเคเตอร์เป็น โมเลกุลของสารอินทรีย์ที่มีโครงสร้างเป็นสารเชิงซ้อน มีสมบัติเป็นกรดอ่อนหรือเบสอ่อน ซึ่งแตกตัวให้คู่เบสหรือคู่กรดที่มีสีต่างจากโมเลกุลของกรดอ่อนหรือเบสอ่อนนั้น แต่ส่วนใหญ่อินดิเคเตอร์อยู่ในรูปของกรดอ่อน และเนื่องจากมีโครงสร้างที่ซับซ้อน จึงใช้ HIn แทนสูตรของอินดิเคเตอร์ เมื่ออยู่ในสารละลายแตกตัวดังนี้

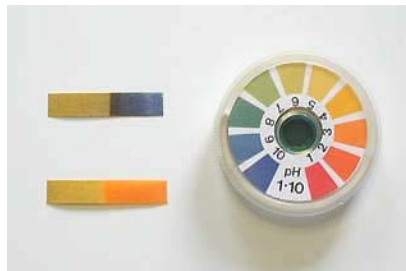


HIn และ In^- เป็นคู่กรด-เบสกัน และให้สีต่างกัน การที่อินดิเคเตอร์จะให้สีอะไรนั้น ขึ้นอยู่กับปริมาณหรือความเข้มข้นของ H_3O^+ และ OH^- ในสารละลายที่เป็นกรด สีที่ปรากฏเป็นสีของ HIn ส่วนในสารละลายเบสสีที่ปรากฏคือสีของ In^- แต่ถ้าในสารละลายมีปริมาณ HIn และ In^- พอๆ กันจะปรากฏเป็นสีผสมระหว่างสีของ HIn กับ In^- (กุลยา โอตากะ และคณะ, 2552 : 189) ตัวอย่างอินดิเคเตอร์ในช่วงการเปลี่ยนสีที่ค่า pH ต่างๆ แสดงดังตารางที่ 2.5

ตารางที่ 2.5 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

นอกจากนี้ยังมีอินดิเคเตอร์ที่นิยมใช้อีกชนิดหนึ่งคือ 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 : http://www.funsci.com/fun3_en/acids/acids_01.jpg, 14 พฤศจิกายน 2551)

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 : <http://blog.eduzones.com/augat/85304>, 24 มีนาคม 2556)

2.6 กรดเบสในชีวิตประจำวัน

ในชีวิตประจำวันของเราจะเกี่ยวข้องกับสารที่เป็นกรดและเบสอย่างหลีกเลี่ยงไม่ได้ ซึ่งมีทั้งสารที่มีอยู่ในธรรมชาติ และสารที่สังเคราะห์ขึ้นในห้องปฏิบัติการ สารดังกล่าวมีทั้งที่เป็นประโยชน์และเป็นโทษต่อสิ่งมีชีวิตและสิ่งแวดล้อม

2.6.1 กรดในชีวิตประจำวัน

กรดแบ่งเป็น 2 ประเภท คือ กรดอินทรีย์ และกรดอนินทรีย์ ดังนี้

2.6.1.1 กรดอินทรีย์ เป็นกรดที่ได้จากสิ่งมีชีวิต เช่น พืชและจุลินทรีย์ หรือจากการสังเคราะห์ สามารถรับประทานได้ ไม่เป็นอันตรายต่อร่างกาย ได้แก่

1. กรดแอซติก (acetic acid; CH_3COOH) หรือกรดน้ำส้ม ได้จากการหมักแป้งหรือน้ำตาล โดยใช้จุลินทรีย์พบในการผลิตน้ำส้มสายชู
2. กรดซิตริก (citric acid) หรือกรดมะนาวเป็นกรดที่อยู่ในน้ำผลไม้ที่มีรสเปรี้ยว เช่น ส้ม มะนาว
3. กรดอะมิโน (amino acid) เป็นกรดที่ใช้สร้างสารประเภทโปรตีน พบมีอยู่ในเนื้อสัตว์ ผลไม้เปลือกแข็ง หรือในพืชตระกูลถั่ว
4. กรดแอสคอร์บิก (ascorbic acid) หรือวิตามินซี มีในผลไม้ที่มีรสเปรี้ยว ป้องกันโรคเลือดออกตามไรฟัน (กุศยา โอตากะ และคณะ, 2552 : 184)

2.6.1.2 กรดอนินทรีย์ (กรดแร่) เป็นกรดที่เกิดจากการสังเคราะห์จากแร่ธาตุ ไม่สามารถรับประทานได้ มีฤทธิ์กัดกร่อนรุนแรง ได้แก่

1. กรดเกลือหรือกรดไฮโดรคลอริก (hydrochloric acid; HCl) เป็นกรดแก่ พบในน้ำย่อยในกระเพาะอาหารด้วย
2. กรดไนตริก (nitric acid; HNO_3) เป็นสารเคมีที่ใช้ในห้องปฏิบัติการ เมื่อถูกผิวหนังจะเป็นสีเหลือง ใช้ในการตรวจหาโปรตีนอัลบูมิน
3. กรดบอริก (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 กรดฟอสฟอริกซึ่งเป็นสารผลิตภัณฑ์ที่ได้จาก

การย่อยโปรตีน และกรดไขมันที่ได้จากขบวนการย่อยของไขมัน กรดดีโอดีได้จากขบวนการใน
โรคนิวโรซิส มีกรดอีกหลายชนิดถูกผลิตจากแอลกอฮอล์ในร่างกาย และยังมีกรดไฮโดรคลอริกใน
กระเพาะอาหารอีกด้วย (กุลยา โอตาเกะ และคณะ, 2552 : 185)

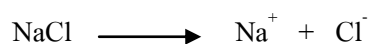
2.6.2 เบนโซอินชีวิตประจำวัน

สารที่เป็นเบนโซอินชีวิตประจำวันมีหลายชนิด ตัวอย่างเช่น

1. สารประกอบแอมโมเนียมไฮดรอกไซด์ ที่เรียกว่าแอมโมเนีย ถูกใช้ในการเตรียม
สารประกอบที่สำคัญอย่างเช่น กรดดินประสิว และแอมโมเนียมคลอไรด์ สำหรับแอมโมเนียใช้ใน
น้ำยาทำความสะอาด แอมโมเนียมไฮดรอกไซด์เจือจาง ใช้ดื่มเพื่อบำรุงหัวใจ ช่วยในการหายใจ
2. โซเดียมไฮดรอกไซด์ หรือโซดาไฟถูกใช้ในการผลิตสบู่ พลาสติก และกระดาษ
เป็นเบสแก่มีฤทธิ์ในการกัดกร่อนผิวหนังมาก ใช้จัดตั้งสกรปรกในท่อน้ำทิ้งที่อุดตัน
3. แคลเซียมไฮดรอกไซด์ ที่รู้จักดีคือ lime water ใช้ในการเตรียมของปูนฉาบผนัง
และปูนขาว บางครั้งเรียกว่าน้ำปูนใส นำมาใช้ในการดองผลไม้ ทำให้ผลไม้กรอบ
4. แมกนีเซียมไฮดรอกไซด์ หรือ milk of magnesia สารประกอบเจือจางใช้เป็นยา
ลดกรดในกระเพาะอาหาร
5. แอมโมเนียมคาร์บอเนต ใช้แก้ น้ำกระด้าง (กุลยา โอตาเกะ และคณะ, 2552 : 186)
6. โซเดียมไบคาร์บอเนต ใช้ทำขนม หรือใช้เป็นส่วนผสมของยาสีฟันลดความเป็น
กรดในปาก
7. สบู่ จัดเป็นสารทำความสะอาดที่ใช้ทำความสะอาดร่างกาย
8. แชมพูสระผม เป็นสารที่ใช้ทำความสะอาดเส้นผม
9. ผงซักฟอก เป็นสารทำความสะอาดที่ใช้ในการซักฟอกและทำความสะอาดเส้นใย

2.7 เกลือ

เกลือ (salt) เป็นสารประกอบที่พบในธรรมชาติ จัดเป็นสารประกอบไอออนิก เมื่อเกลือ
ละลายน้ำจะมีการแตกตัวเป็นไอออนบวกและไอออนลบ ตัวอย่างเช่น โซเดียมคลอไรด์ หรือเกลือ
แกง ดั่งสมการ



เกลือ เกิดจากไฮโดรเจนในกรดถูกแทนที่ด้วยไอออนของโลหะ หรือหมู่ธาตุที่เทียบเท่าโลหะ เช่น CH_3COONa หรือเกิดจากการทำปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส เช่น NaCl CaCO_3 เกลือมีสมบัติทั่วไปดังนี้

1. เกลือมีสถานะเป็นของแข็ง
2. เกลือมีรสต่างกัน รสเค็ม เช่น NaCl รสขม เช่น $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (ดีเกลือ) นอกจากนี้ยังมีรสฝาด รสจืด เป็นต้น
3. เกลือส่วนมากมีสีขาว บางชนิดมีสีอื่น ๆ เกลือที่มีสีมักจะเป็นเกลือที่มีธาตุแทรนซิชันเป็นองค์ประกอบ
4. การละลายน้ำ เกลือส่วนมากละลายน้ำได้ เช่น NaCl MgSO_4 CH_3COONa ได้ สารละลายอิเล็กโทรไลต์ สามารถนำไฟฟ้าได้ แต่มีเกลือบางชนิดไม่ละลายน้ำ เช่น BaSO_4 CaCO_3 AgCl

เกลือเป็นสารประกอบที่จำเป็นสำหรับร่างกาย ทำให้กระบวนการเมแทบอลิซึมทำงานได้อย่างปกติ ประโยชน์ของเกลือในร่างกาย เช่น เกลือของเหล็กใช้ในกระบวนการสร้างฮีโมโกลบิน เกลือของแคลเซียมและฟอสฟอรัสใช้ในการสร้างกระดูกและฟัน นอกจากนี้ยังมีเกลืออีกหลายชนิดที่ช่วยในระบบประสาท เซลล์กล้ามเนื้อ ช่วยควบคุมการเต้นของหัวใจ (กฤษยา โอตากะ และคณะ, 2552 : 194)

2.8 บัฟเฟอร์

สารละลายบัฟเฟอร์ (buffer) คือ สารละลายที่สามารถรักษาระดับ pH ได้คงที่ หรือไม่เปลี่ยนแปลงมากนัก เมื่อเติมกรดหรือเบสลงไปปริมาณหนึ่ง

2.8.1 ประเภทของสารละลายบัฟเฟอร์ สารละลายบัฟเฟอร์แบ่งเป็น 2 ชนิด คือ

2.8.1.1 สารละลายบัฟเฟอร์กรด (acidic buffer) เป็นบัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วยกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อนนั้น เช่น สารละลายบัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วยกรดอะซิติก (CH_3COOH) กับเกลือโซเดียมอะซิเตด (CH_3COONa)

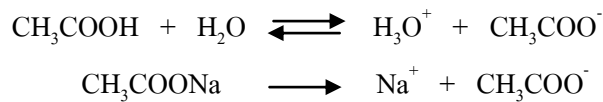
2.8.1.2 สารละลายบัฟเฟอร์เบส (basic buffer) เป็นบัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วยเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อนนั้น เช่น สารละลายบัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วยแอมโมเนีย (NH_3) กับเกลือแอมโมเนียมคลอไรด์ (NH_4Cl)

2.8.2 การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์

ในการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์ที่ค่า pH ต่างๆ นั้น จะต้องเลือกกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อนนั้น หรือเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อนนั้น โดยให้มีอัตราส่วนของความเข้มข้นที่เหมาะสม สมการที่ใช้ในการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์มีดังนี้

2.8.2.1 สารละลายบัฟเฟอร์กรด

ในการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์กรด ยกตัวอย่างสารละลายบัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วย CH_3COOH และ CH_3COONa จะเกิดปฏิกิริยาดังสมการ



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

จาก	K_a	=	$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$
	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	=	$\frac{K_a [\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$
ดังนั้น	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	=	$\frac{K_a C_a}{C_s}$
เมื่อ	K_a	=	ค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อน CH_3COOH
	C_a	=	ความเข้มข้นของกรดอ่อน CH_3COOH
	C_s	=	ความเข้มข้นของเกลือ CH_3COONa

สามารถเขียนได้ในรูป

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_s}{C_a}$$

สมการนี้คือ Henderson-Hasselbalch equation ซึ่งสามารถนำมาใช้คำนวณหาส่วนประกอบของบัฟเฟอร์ที่กำหนดค่า pH ความเข้มข้น และ $\text{p}K_a$ ได้

2.8.2.2 สารละลายบัฟเฟอร์เบส

ในการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์เบส จะใช้สมการ ในทำนองเดียวกันกับ สารละลายบัฟเฟอร์กรด ดังสมการ

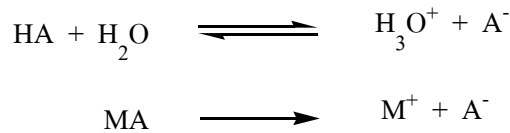
$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{C_s}{C_b}$$

เมื่อ K_b = ค่าคงที่การแตกตัวของเบสอ่อน
 C_b = ความเข้มข้นของเบสอ่อนในบัฟเฟอร์
 C_s = ความเข้มข้นของเกลือของเบสอ่อนในบัฟเฟอร์

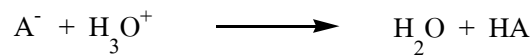
(ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยเชียงใหม่, 2543 : 1)

2.8.3 กลไกการทำงานของสารละลายบัฟเฟอร์

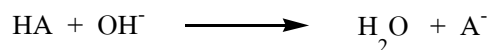
การที่สารละลายบัฟเฟอร์สามารถรักษาระดับ pH ไว้ได้ เนื่องจากในสารละลายมี ภาวะสมดุลระหว่างกรดอ่อนและคู่เบสเกิดขึ้น พิจารณาสารละลายบัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วยกรดอ่อน (HA) กับเกลือของกรดอ่อนนั้น (MA)



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



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

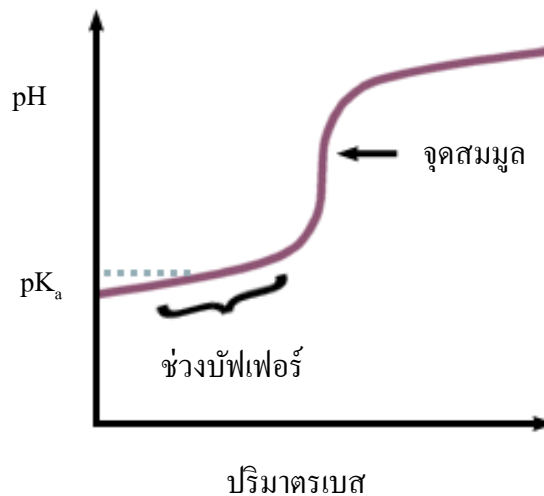


โดยสรุปอาจกล่าวได้ว่าเมื่อมีการเติมกรดหรือเบสลงไปในสารละลายบัฟเฟอร์ใดๆ ระบบบัฟเฟอร์นั้นจะบรรเทาฤทธิ์ของกรดและเบส โดยอาศัยองค์ประกอบของคู่บัฟเฟอร์ ในกรณี que บัฟเฟอร์นั้นเป็นกรดอ่อนและคู่เบสของกรดอ่อนนั้น ส่วนที่เป็นกรดอ่อนจะทำหน้าที่บรรเทาฤทธิ์ของเบส และคู่เบสจะบรรเทาฤทธิ์ของกรดที่เติมลงไป

2.8.4 ประสิทธิภาพของสารละลายบัฟเฟอร์

ประสิทธิภาพของสารละลายบัฟเฟอร์ (buffer efficiency) วัดได้จากความสามารถในการต้านการเปลี่ยนแปลงของค่า pH เมื่อเติมกรดหรือเบสจำนวนหนึ่งที่รู้ปริมาณแน่นอนลงไป ในสารละลายบัฟเฟอร์ที่มีความเข้มข้นตามที่กำหนด

เมื่อเติมกรดแก่หรือเบสแก่ลงในสารละลายบัฟเฟอร์ระบบต่างๆ ที่มีความเข้มข้นเท่ากัน ดังรูปที่ 2.4 จะเห็นว่าจุดที่ pH ใกล้เคียงกับค่า pK_a ของกรดอ่อน สารละลายบัฟเฟอร์จะมีความสามารถในการต้านการเปลี่ยนแปลงค่า pH ได้ดี และจะดีที่สุดเมื่อ pH เท่ากับค่า pK_a จึงเป็นสารละลายบัฟเฟอร์ที่มีประสิทธิภาพดีที่สุด



รูปที่ 2.4 เมื่อเติมกรดแก่ลงในสารละลายบัฟเฟอร์

(ที่มา : <http://www.sparknotes.com/chemistry/acidsbases/titrations/section1.html>,

24 มีนาคม 2556)

ในการเลือกสารละลายบัฟเฟอร์ชนิดต่างๆเพื่อมาใช้งาน เช่น ในการศึกษาการทำงานของเอนไซม์ชนิดหนึ่ง ซึ่งทำงานได้ดีในสารละลายที่มีค่า pH เท่ากับค่า 7 จึงควรเลือกใช้

บัฟเฟอร์ฟอสเฟต ($\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$) ซึ่งมีค่า $\text{pK}_a = 6.8$ มากกว่าบัฟเฟอร์อะซิเตต ($\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$) ซึ่งมีค่า $\text{pK}_a = 4.7$ (พัชรี บุญศิริ และคณะ, 2550 : 37)

2.8.5 ระบบบัฟเฟอร์ในร่างกาย

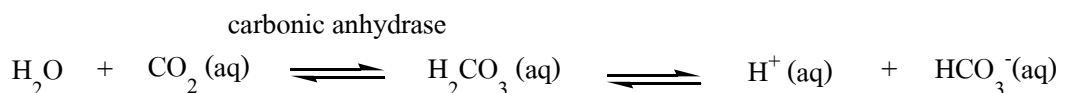
ร่างกายจำเป็นต้องควบคุมค่า pH ของของเหลวทุกชนิดให้มีค่าคงที่ เพื่อให้ร่างกายสามารถดำรงชีวิตได้อย่างปกติสุข เช่น ค่า pH ของพลาสมาในเลือดต้องมีค่าคงที่ในช่วงประมาณ pH 7.4 ถ้า pH ลดต่ำลงกว่านี้จะเกิดโรคเนื่องจากภาวะความเป็นกรดสูง เรียกว่า ภาวะกรดเกิน (acidosis) ถ้ารุนแรงอาจทำให้หมดสติหรือตายได้ ในทำนองเดียวกันถ้า 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) ระบบหายใจโดยขับคาร์บอนไดออกไซด์ออกทางลมหายใจ (respiratory mechanism) และระบบกำจัด H^+ และขับออกทางปัสสาวะโดยไต (renal mechanism)

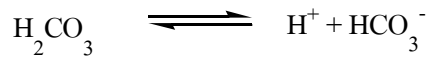
การควบคุม pH โดยอาศัยระบบบัฟเฟอร์เคมีต่างๆ นับเป็นวิธีที่เกิดขึ้นได้ในเวลาอันรวดเร็วเพียงไม่กี่นาทีหลังจากที่ร่างกายได้รับกรดหรือเบสเข้าไป ระบบบัฟเฟอร์ที่มีบทบาทในการควบคุมระดับ pH ของร่างกายมีหลายระบบ ซึ่งจำแนกได้เป็น 3 ระบบ คือ ระบบไบคาร์บอเนต ($\text{CO}_2/\text{HCO}_3^-$) ระบบฟอสเฟต ($\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$) และระบบโปรตีน

ตัวอย่างเช่นเลือด ซึ่งเป็นตัวขนส่งสารต่างๆรวมทั้งพวกที่เป็นกรดและเบส เช่น กรดอะมิโน กรดไขมัน เลือดจะต้องมีระบบบัฟเฟอร์คอยช่วยปรับ pH ของตัวเองให้คงที่ในช่วง 7.35 – 7.45 เสมอ สารละลายบัฟเฟอร์ที่พบในเลือดมีหลายชนิด เช่น $\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{HCO}_3^-$ และ $\text{H}_2\text{PO}_4^- - \text{HPO}_4^{2-}$ โดย $\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{HCO}_3^-$ จะเป็นระบบหลัก



คาร์บอนไดออกไซด์ในสารละลายจะสมดุลกับก๊าซคาร์บอนไดออกไซด์ในอากาศ แล้วถูกเอนไซม์คาร์บอนิกแอนไฮเดรสเปลี่ยนต่อไปให้เกิดเป็นกรดคาร์บอนิกขึ้น แต่อย่างไรก็ตาม

ความเข้มข้นของกรดนี้จะน้อยมาก เพราะเพียง 0.37 % ของคาร์บอนไดออกไซด์เท่านั้นที่จะเกิดการเปลี่ยนแปลง ถ้าเขียนสมดุลของระบบบัฟเฟอร์นี้ให้ง่ายเข้าจะได้เป็น



โดย H_2CO_3 จะแทนคาร์บอนไดออกไซด์ทั้งหมดที่ละลายอยู่ในเลือด

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

อย่างไรก็ตามระบบบัฟเฟอร์เพียงอย่างเดียวก็ไม่สามารถที่จะรักษา pH ของเลือดไว้ให้คงที่ได้ตลอดเวลา เพราะคาร์บอนไดออกไซด์ที่ผลิตออกมาจากเมตาบอลิซึมต่าง ๆ นั้นมีจำนวนมาก ในกรณีเช่นนี้คาร์บอนไดออกไซด์บางส่วนจะถูกขับออกจากเลือดโดยเร็วด้วยการหายใจทางปอด และ H^+ ที่เกิดขึ้นจะถูกไตขับออกกับปัสสาวะ (เรื่องลักษณะ จามิกรณ, 2544 : 90 - 91)

เอกสารอ้างอิง

- กุลยา โอตากะ ทะยานรุ่ง เหลือสินทรัพย์ และพิทยา สีสด. (2552). **เคมีเบื้องต้น**. พิมพ์ครั้งที่ 2. กรุงเทพฯ : สำนักพิมพ์มหาวิทยาลัยรามคำแหง.
- พัชรี บุญศิริ เปรมใจ อารีจิตรานุสรณ์ อุบล ชาอ่อน และปิติ ฐาจิตต์. (2550). **ตำราชีวเคมี**. พิมพ์ครั้งที่ 5. ขอนแก่น : คลังน่านาวิทยา.
- ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยเชียงใหม่. (2543). **คู่มือปฏิบัติการ 211317, 211318**. เชียงใหม่ : มหาวิทยาลัยเชียงใหม่.
- เรื่องลักษณะ จามิกรณ. (2544). **ชีวเคมีเบื้องต้น**. พิมพ์ครั้งที่ 11. กรุงเทพฯ : สำนักพิมพ์มหาวิทยาลัยรามคำแหง.

