

บทที่ 4

กรด เบส เกลือ และบัฟเฟอร์

วัตถุประสงค์ เมื่ออ่านบทนี้ตลอดจนทำแบบฝึกหัดแล้ว นักศึกษาจะต้อง

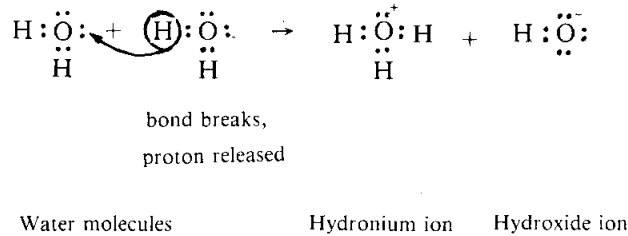
1. เขียนสมการการแตกตัวของน้ำได้
2. หาค่าความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออนหรือไฮดรอกไซด์ไอออนได้
3. จำแนกสารละลายได้ว่ามีฤทธิ์เป็นกรด ค้าง หรือเป็นกลาง
4. เขียนนิยามของกรดและเบสที่บัญญัติขึ้นโดย Arrhenius พร้อมทั้งยกตัวอย่างได้ด้วย
5. แสดงวิธีใช้ทฤษฎีของ Brønsted-Lowry ในการแยกแยะสารออกเป็นกรด ค้าง หรือตัวให้โปรตอน ตัวรับโปรตอน
6. บอกความแตกต่างระหว่างกรดอ่อนและแก่ หรือเบสอ่อนและแก่ โดยใช้ค่าคงที่การแตกตัวของกรด (K_a) เข้ามาช่วย
7. สามารถคำนวณหา pH ของสารละลาย
8. อธิบายการนำเกลือชนิดต่างๆ ไปใช้ประโยชน์ในทางการแพทย์ อุตสาหกรรม และอาหารได้
9. เขียนโครงสร้างของผงซักฟอกสังเคราะห์ชนิดต่างๆ ได้ รวมทั้งทราบถึงความเหมาะสมในการนำผงซักฟอกแต่ละชนิดไปใช้กับประเภทของงาน
10. เขียนสมการแสดงการทำงานของบัฟเฟอร์ได้ และทราบความสำคัญของบัฟเฟอร์ที่มีต่อสิ่งมีชีวิต

กรดและเบสมีบทบาทสำคัญในชีวิตประจำวันของมนุษย์ โดยจะเป็นตัวที่ทำให้ปฏิกิริยาต่างๆ ในร่างกายดำเนินไปได้อย่างถูกต้อง ในบทนี้จะกล่าวถึงคุณสมบัติของกรดและเบส การแตกตัวของสารทั้งสองเมื่ออยู่ในน้ำ การทำปฏิกิริยาที่ทำให้เกิดเกลือขึ้น และในตอนท้ายของบทจะกล่าวถึงเรื่องราวของผงซักฟอกสังเคราะห์และเรื่องของบัฟเฟอร์ด้วย

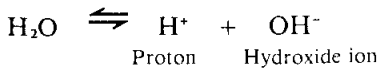
4.1 การแตกตัวของน้ำ

ดังที่ทราบแล้วว่าโมเลกุลของน้ำมีความเป็นโพลาไรซ์สูงมาก และนอกจากนี้น้ำยังมีการชนกันอยู่ตลอดเวลา ซึ่งพลังงานจากการชนกันนี้จะมากพอที่จะทำให้โปรตอน (ซึ่งก็คือไฮโดรเจนอะตอม

ที่สูญเสียอิเล็กตรอนไปแล้ว) จากน้ำโมเลกุลหนึ่งเคลื่อนย้ายไปยังน้ำอีกโมเลกุลหนึ่งได้ โมเลกุลที่สูญเสียโปรตอนไปจะกลายเป็นไอออนที่มีประจุลบ คือไฮดรอกไซด์ไอออน (hydroxide ion, OH⁻) ส่วนโมเลกุลที่ได้รับโปรตอนก็จะกลายเป็นไอออนที่มีประจุบวกคือไฮโดรเนียมไอออน (hydronium ion, H₃O⁺)



โดยทั่ว ๆ ไปแล้วเพื่อความสะดวก มักจะเขียนสมการการแตกตัวของน้ำเป็น



โปรตอน (H⁺) ในน้ำจะรวมตัวกับโมเลกุลของน้ำเพื่อเกิดเป็นไฮโดรเนียมไอออน (H₃O⁺) เสมอ และไฮโดรเนียมไอออนก็จะถูกห้อมล้อมโดยโมเลกุลของน้ำได้อีก 3 โมเลกุลด้วยกัน ทำให้เกิดเป็น H₉O₄⁺ ขึ้น โปรตอนในสารละลายที่มีน้ำเป็นตัวทำละลาย (aqueous solution) นั้น จะถูกเรียกชื่อออกไปได้ต่าง ๆ เช่น อาจถูกเรียกว่าไฮโดรเจนไอออน หรือไฮโดรเนียมไอออน หรือโปรตอนที่ถูกห้อมล้อมด้วยน้ำ (solvated protons) ก็ได้

4.2 ค่าคงที่การแตกตัว (ion-product constant) ของน้ำ

ถ้าต้องการหาค่าคงที่สมดุล (equilibrium constant, K_{eq}) ของการแตกตัวของน้ำ จะได้ว่า

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \dots\dots\dots \text{O}$$

เมื่อ [] = ความเข้มข้นของสารในหน่วยโมล/ลิตร

เนื่องจากน้ำมีการแตกตัวน้อยมาก คือ น้ำบริสุทธิ์ที่ 25°C จะมีค่าความเข้มข้นของ H⁺ และ OH⁻ เท่ากับ 1.0 × 10⁻⁷ โมล/ลิตร ดังนั้นจึงสามารถหาความเข้มข้นของน้ำได้โดยถือว่าน้ำนั้นไม่มีการแตกตัวเลย และจากการที่ทราบว่า น้ำ 1 ลิตรมีมวล 1,000 กรัม และน้ำหนักโมเลกุลของน้ำเท่ากับ 18 ดังนั้น

$$\begin{aligned}
\text{ความเข้มข้นของน้ำ} &= \frac{1000 \text{ กรัม H}_2\text{O}}{1 \text{ ลิตร H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ โมล H}_2\text{O}}{18 \text{ กรัม H}_2\text{O}} \\
&= \frac{55.5 \text{ โมล H}_2\text{O}}{1 \text{ ลิตร H}_2\text{O}} \\
&= 55.5 \text{ โมล/ลิตร} \\
&= 55.5 \text{ M}
\end{aligned}$$

$$\text{แทนค่า [H}_2\text{O] ใน 1 ; } K_{eq} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{55.5}$$

$$\therefore 55.5 K_{eq} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

ทั้งค่า 55.5 และ K_{eq} ต่างก็เป็นค่าคงที่ทั้งคู่ ดังนั้นจึงสามารถรวมค่าของทั้งสองตัวนี้เข้าเป็นค่าคงที่ตัวใหม่ได้ ให้ชื่อว่าค่าคงที่การแตกตัวของน้ำเขียนแทนว่า K_w

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

จากผลการทดลอง ทราบว่าค่า K_w ของน้ำบริสุทธิ์ที่ 25°C จะเท่ากับ 1×10^{-14} โมล/ลิตร

$$\therefore K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ M}$$

ในขณะที่น้ำแตกตัวนั้น จะทำให้เกิด H^+ และ OH^- ในอัตราส่วนที่เท่ากัน คือ 1 : 1 ดังนั้น

$$\text{ในสารละลายที่เป็นกลาง } [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

ส่วนสารละลายที่เป็นกรด $[\text{H}^+]$ จะมากกว่า $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ $[\text{OH}^-]$ จะน้อยกว่า $1 \times 10^{-7} \text{ M}$

ส่วนสารละลายที่เป็นเบส $[\text{H}^+]$ จะน้อยกว่า $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ $[\text{OH}^-]$ จะมากกว่า $1 \times 10^{-7} \text{ M}$

4.3 ค่า pH

เนื่องจากการบอกค่าความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออนในหน่วยของโมล/ลิตรค่อนข้างจะไม่สะดวก ดังนั้นในปี ค.ศ. 1909 S.Sørensen นักวิทยาศาสตร์ชาวเดนมาร์ก จึงได้คิดระบบการบอกค่าความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออนขึ้นมาใหม่เรียกว่าระบบ pH โดยให้นิยามว่า

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

ดังนั้นในสารละลายที่เป็นกลาง ซึ่งมี $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$ นั้น จะมี

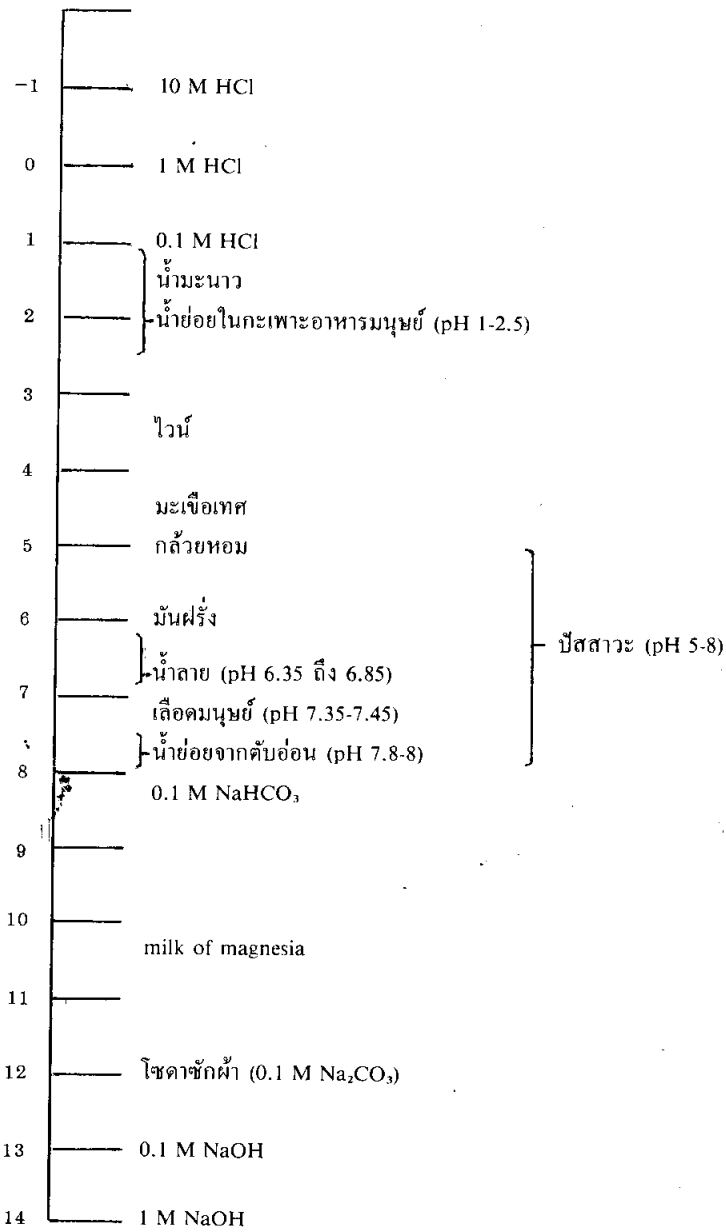
$$\begin{aligned}
\text{pH} &= -\log (1 \times 10^{-7}) \\
&= -(-7) \\
&= 7.0
\end{aligned}$$

สำหรับสารละลายที่เป็นกรด จะมี pH น้อยกว่า 7.0 โดยสารละลายที่มี pH ยิ่งน้อยจะยิ่งมีความเป็นกรดมาก และสารละลายที่เป็นเบส จะมี pH มากกว่า 7.0 โดยสารละลายที่มี pH ยิ่งสูง จะยิ่งมีความเป็นเบสมาก (ตารางที่ 4 - 1)

ความเข้มข้นของ H ⁺ (โมล/ลิตร)		pH	ความเข้มข้นของ OH ⁻ (โมล/ลิตร)	
1×10^0 (1M)			0	1×10^{-14}
1×10^{-1} (0.1 M)		1	1×10^{-13}	
1×10^{-2} (0.01M)		2	1×10^{-12}	
1×10^{-3}		3	1×10^{-11}	กรด
1×10^{-4}		4	1×10^{-10}	
1×10^{-5}		5	1×10^{-9}	
1×10^{-6}		6	1×10^{-8}	
1×10^{-7}		7	1×10^{-7}	เป็นกลาง
1×10^{-8}		8	1×10^{-6}	
1×10^{-9}		9	1×10^{-5}	
1×10^{-10}		10	1×10^{-4}	
1×10^{-11}		11	1×10^{-3}	เบส
1×10^{-12}		12	1×10^{-2} (0.01 M)	
1×10^{-13}		13	1×10^{-1} (0.1 M)	
1×10^{-14}		14	1×10^0 (1 M)	

ตารางที่ 4 - 1 ความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นของ H⁺, pH และความเข้มข้นของ OH⁻

ข้อสังเกตประการหนึ่งก็คือ ค่า pH นี้เป็นค่าของสเกล log ดังนั้นถ้ามีสารละลาย 2 ชนิด ซึ่ง pH ต่างกันอยู่ 1 หน่วย pH หมายความว่า สารละลายชนิดหนึ่งจะมีความเข้มข้นของไฮโดรเจน-ไอออน [H⁺] เป็น 10 เท่าของ [H⁺] ของอีกสารละลายหนึ่ง รูปที่ 4 - 1 จะแสดงค่า pH ของสารบางชนิดที่รู้จักกันดี



รูปที่ 4 - 1 ค่า pH ของสารบางชนิดที่รู้จักกันดี

4.4 การวัดค่า pH

pH เป็นสิ่งสำคัญในการที่จะควบคุมความว่องไวในการทำงานของชีวโมเลกุล ซึ่งก็หมายถึงรวมถึงการควบคุมการแสดงออกของเซลล์และสิ่งมีชีวิตด้วย ดังนั้นจึงต้องมีวิธีที่จะวัด pH ซึ่งก็คือวัดความเข้มข้นของ H^+ นั้นเอง แต่ก่อนนี้ใช้ไฮโดรเจนอิเล็กโทรดควบคู่กับอิเล็กโทรดอ้างอิง (reference electrode) อีกอันหนึ่ง วัดออกมาในรูปของความต่างศักย์ (potential difference) ของอิเล็กโทรดทั้งสอง แล้วจึงนำไปคำนวณหา $[H^+]$ อีกครั้งหนึ่ง แต่ในปัจจุบันนี้นิยมใช้อิเล็กโทรดแก้ว (glass electrode) แล้วต่อเข้ากับเครื่องวัด pH (pH meter) ซึ่งจะเปลี่ยนค่าความต่างศักย์ที่ได้ให้ออกมาเป็นรูปของ pH โดยตรงเลย ซึ่งวิธีนี้ให้ความเที่ยงตรงและสะดวกมาก

อีกวิธีที่จะใช้วัด pH ของสารละลายได้คร่าว ๆ ก็โดยใช้อินดิเคเตอร์ (indicator) ซึ่งจะได้กล่าวต่อไป

การคำนวณเกี่ยวกับเรื่องของ $[H^+]$ $[OH^-]$ และ pH แสดงได้ตามตัวอย่างข้างล่างนี้

ตัวอย่างที่ 1 จงหา pH ของสารละลาย 5×10^{-4} M NaOH

$$\begin{aligned} \text{วิธีทำ จาก } [H^+][OH^-] &= 1 \times 10^{-14} \\ \text{ดังนั้น } \log [H^+] + \log [OH^-] &= -14 \\ \text{หรือ } -\log [H^+] - \log [OH^-] &= 14 \\ \text{นั่นคือ } pH + pOH &= 14 \dots\dots \textcircled{1} \\ pOH \text{ ของ } 5 \times 10^{-4} \text{ M NaOH} &= -\log (5 \times 10^{-4}) \\ &= -\log 5 + 4 \\ &= -0.7 + 4 \\ &= 3.3 \\ \text{จาก } \textcircled{1}, pH \text{ ของสารละลาย NaOH นี้} &= 14 - pOH \\ &= 14 - 3.3 \\ &= 10.7 \quad \underline{\underline{\text{ตอบ}}} \end{aligned}$$

ตัวอย่างที่ 2 สารตัวอย่างของน้ำส้มกั้นชนิดหนึ่งมี pH เป็น 3.80 จงหาความเข้มข้นของ H^+ และ OH^- ในน้ำส้มกั้นนี้

วิธีทำ

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] \\ &= 3.80 \\ \text{ดังนั้น } \log [\text{H}^+] &= -3.80 \\ &= 0.2 + (-4.00) \\ &= \log 1.6 + \log 10^{-4} \\ \therefore [\text{H}^+] &= 1.6 \times 10^{-4} \text{ M} \quad \underline{\text{ตอบ}} \\ \text{จาก } [\text{H}^+][\text{OH}^-] &= 1 \times 10^{-14} \\ [\text{OH}^-] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{1.6 \times 10^{-4}} \\ &= 6.3 \times 10^{-11} \text{ M} \quad \underline{\text{ตอบ}} \end{aligned}$$

4.5 กรดและเบส (acid and base)

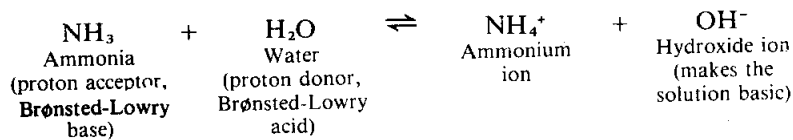
ในปี ค.ศ. 1887 Svante Arrhenius นักเคมีชาวสวีเดน ได้บัญญัตินิยามของคำว่ากรดและเบสไว้ว่า
กรด คือสารประกอบที่มีไฮโดรเจน ซึ่งสามารถแตกตัวให้โปรตอน (H^+) ได้เมื่ออยู่ในสารละลาย
เอเควียส (aqueous solution)

สารบางชนิด เช่น มีเทน (CH_4) แม้จะมีไฮโดรเจนเป็นองค์ประกอบ แต่พันธะ C-H นั้น
เป็นพันธะโคเวเลนต์จึงแตกตัวไม่ได้ ทำให้ไม่เกิด H^+ ในสารละลายเอเควียส ดังนั้นมีเทนจึงไม่จัดเป็นกรด
เบส คือสารประกอบที่จะแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) ได้ เมื่ออยู่ในสารละลายเอเควียส

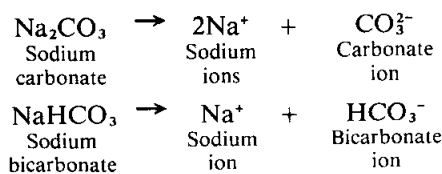
คำนิยามของ Arrhenius นี้ยังครอบคลุมได้ไม่กว้างขวางพอ โดยเฉพาะในกรณีของเบส
ตัวอย่างเช่น สารละลายเอเควียสของ NH_3 , Na_2CO_3 และ NaHCO_3 ก็มีความเป็นเบส แต่สารประกอบ
ทั้งสามชนิดนี้ไม่แตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน ดังนั้นถ้ายึดตาม Arrhenius แล้ว สารละลายทั้ง
3 ชนิดนี้ก็จะไม่ถูกจัดเป็นสารละลายเบส ซึ่งขัดแย้งกับความเป็นจริง ต่อมาในปี ค.ศ. 1923
Johannes Brønsted นักวิทยาศาสตร์ชาวเดนมาร์ก และ Thomas Lowry นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษ
ได้ร่วมกันตั้งทฤษฎีขึ้น เรียกว่า Brønsted - Lowry theory ซึ่งมีใจความว่า

กรด คือตัวให้โปรตอน และ
เบส คือตัวรับโปรตอน

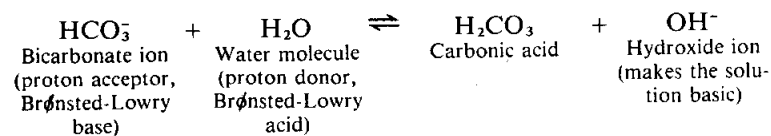
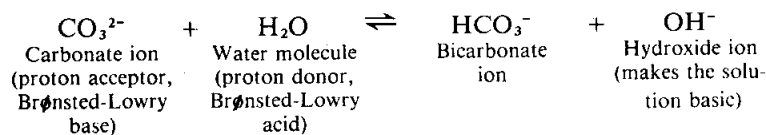
คำนิยามใหม่นี้จะอธิบายกรณีของสารละลายทั้งสามข้างต้นได้ คือ ในกรณีที่เอาก๊าซแอมโมเนียละลายในน้ำ แอมโมเนียจะละลายในน้ำได้ดีมาก โดยเป็นตัวรับเอาโปรตอนมาจากน้ำ ดังนั้นแอมโมเนียจึงเป็นเบสตามทฤษฎีของ Brønsted-Lowry ส่วนน้ำเนื่องจากเป็นตัวให้โปรตอนจึงจัดเป็นกรด และผลจากการเคลื่อนย้ายโปรตอนของน้ำไปให้แอมโมเนีย จะทำให้ความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออนในสารละลายนี้สูงกว่าที่เป็นอยู่ในน้ำบริสุทธิ์ จึงทำให้สารละลายแอมโมเนียมีฤทธิ์เป็นเบส



สำหรับในกรณีของ Na_2CO_3 และ NaHCO_3 จะอธิบายได้ในทำนองเดียวกันคือ เมื่อเอาสารประกอบทั้งสองชนิดนี้ใส่ลงในน้ำ สารทั้งสองจะเกิดการแตกตัวเป็นไอออนขึ้นก่อน ดังแสดง



ต่อไปทั้งคาร์บอเนตและไบคาร์บอเนตไอออนจะสามารถดึงโปรตอนมาจากน้ำได้ ดังนั้นไอออนทั้งสองนี้ก็จะจัดเป็นเบส ส่วนน้ำจะจัดเป็นกรด และสารละลายทั้งสองก็จะมีฤทธิ์เป็นเบส เนื่องจากมี $[\text{OH}^-]$ สูงขึ้น



ทฤษฎีของ Brønsted - Lowry ยังใช้อธิบายเรื่องของกรดได้ด้วย ตัวอย่างเช่นในกรณีใส่ HCl ลงในน้ำ HCl จะให้โปรตอนแก่น้ำ จึงจัด HCl เป็นกรด ส่วนน้ำในปฏิกิริยานี้เนื่องจากเป็นตัวรับโปรตอน จึงถูกจัดเป็นเบส ตารางที่ 4 - 2 จะแสดงค่าความเข้มข้นของกรดและเบสที่ใช้มากในห้องปฏิบัติการ

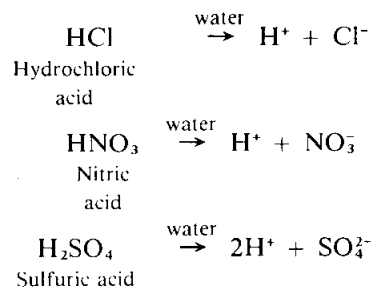
กรด	ความเข้มข้น	
	โมล/ลิตร (M)	กรัม/ลิตร
HCl (เข้มข้น)	12	438
HCl (เจือจาง)	6	219
H ₂ SO ₄ (เข้มข้น)	18	1764
H ₂ SO ₄ (เจือจาง)	6	588
H ₃ PO ₄ (เข้มข้น)	15	1470
HNO ₃ (เข้มข้น)	16	1008
HNO ₃ (เจือจาง)	6	378
CH ₃ COOH (เข้มข้น)	17	1020
CH ₃ COOH (เจือจาง)	6	360
NaOH (เจือจาง)	6	240
aqueous NH ₃ (เข้มข้น)	15	255
aqueous NH ₃ (เจือจาง)	6	102

ตารางที่ 4 - 2 ความเข้มข้นของกรดและเบสที่ใช้เสมอ ๆ ในห้องปฏิบัติการ

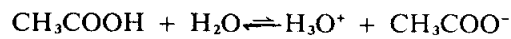
4.6 ความอ่อนและแก่ของกรดและเบส

นักเคมีได้จัดแบ่งกรดออกเป็นกรดอ่อนหรือกรดแก่ ขึ้นกับอัตราที่กรดนั้นจะแตกตัวได้ในน้ำ โดยที่

กรดแก่ (strong acids) คือกรดที่จะแตกตัวได้อย่างสมบูรณ์ในสารละลายเอควีเอส ตัวอย่าง ได้แก่ HCl, HNO₃ และ H₂SO₄



กรดอ่อน (weak acids) คือกรดที่จะแตกตัวเพียงเล็กน้อยในสารละลายเอควิวีส ตัวอย่างได้แก่กรดอะซิติกหรือกรดน้ำส้ม (CH_3COOH)



กรดอะซิติกนี้เมื่ออยู่ในสารละลาย จะมีเพียงไม่ถึง 1% เท่านั้นที่จะแตกตัว ส่วนอีกมากกว่า 99% จะอยู่ในรูปที่ไม่แตกตัวคือ CH_3COOH ถ้าจะหาค่าคงที่สมดุลในการแตกตัวของกรดอะซิติก จะได้ว่า

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]}$$

สำหรับสารละลายที่เจือจาง ความเข้มข้นของน้ำจะคงที่ และสามารถที่จะนำไปรวมกับ K_{eq} เพื่อให้เกิดค่าคงที่ตัวใหม่ขึ้นได้ คือค่าคงที่การแตกตัวของกรด (acid dissociation constant, K_a)

$$K_{eq}[\text{H}_2\text{O}] = K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

K_a ของกรดอะซิติกที่ 25°C จะเท่ากับ 1.8×10^{-5}

เนื่องจากค่า K_a นี้จะเป็นค่าที่บอกให้ทราบถึงจำนวนของกรดที่อยู่ในรูปที่แตกตัว ดังนั้น ถ้า K_a มีค่าน้อยก็แสดงว่ากรดมีการแตกตัวน้อยและเป็นกรดอ่อน แต่ถ้า K_a มีค่าสูงจะแสดงว่ากรดมีการแตกตัวมากและเป็นกรดแก่ขึ้น ตารางที่ 4 - 3 จะแสดงค่า K_a ของกรดบางชนิด

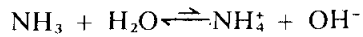
กรด	ขั้นตอนการแตกตัว	K_a (โมล/ลิตร)	pK_a
HF	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	6.6×10^{-4}	3.18
CH ₃ COOH	$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$	1.8×10^{-5}	4.74
HCN	$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	4.0×10^{-10}	9.40
H ₃ PO ₄	$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$	$K_{a_1} = 7.5 \times 10^{-3}$	2.13
	$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$	$K_{a_2} = 6.2 \times 10^{-8}$	7.21
	$HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$	$K_{a_3} = 2.2 \times 10^{-12}$	11.66
H ₂ SO ₄	$H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$	$K_{a_1} = \text{ค่าสูงมาก}$	< 0
	$HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$	$K_{a_2} = 1.2 \times 10^{-2}$	1.92
H ₂ SO ₃	$SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H^+ + HSO_3^-$	$K_{a_1} = 1.5 \times 10^{-2}$	1.82
	$HSO_3^- \rightleftharpoons H^+ + SO_3^{2-}$	$K_{a_2} = 1.0 \times 10^{-7}$	7.00
H ₂ S	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$	$K_{a_1} = 1.1 \times 10^{-7}$	6.96
	$HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$	$K_{a_2} = 1.0 \times 10^{-14}$	14.00
H ₂ CO ₃	$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	$K_{a_1} = 4.3 \times 10^{-7}$	6.37
	$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$	$K_{a_2} = 5.6 \times 10^{-11}$	10.26
กรดแอสคอบิก (วิตามินซี)	$H_2C_6H_6O_6 \rightleftharpoons H^+ + HC_6H_6O_6^-$	$K_{a_1} = 7.9 \times 10^{-5}$	4.10
	$HC_6H_6O_6^- \rightleftharpoons H^+ + C_6H_6O_6^{2-}$	$K_{a_2} = 1.6 \times 10^{-12}$	11.79

ตารางที่ 4 - 3 ค่าคงที่การแตกตัวของกรดบางชนิด

ในเรื่องของเบสก็เช่นเดียวกับกรด คือถ้าแบ่งตามการแตกตัวในน้ำ จะได้เป็นเบสแก่และเบสอ่อน

เบสแก่ (strong bases) คือเบสที่จะแตกตัวได้เป็นโลหะไอออน และไฮดรอกไซด์ไอออนอย่างสมบูรณ์ในสารละลายเอควียส เบสแก่บางตัว เช่น Ca(OH)₂ และ Mg(OH)₂ แม้จะละลายน้ำได้ไม่มากนัก แต่ส่วนที่ละลายน้ำได้ก็จะเกิดการแตกตัวอย่างสมบูรณ์เช่นกัน

เบสอ่อน (weak bases) คือเบสที่แตกตัวได้เพียงเล็กน้อยในสารละลายเอควียส ตัวอย่างของเบสอ่อนได้แก่ เอควียสแอมโมเนีย

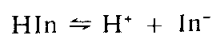


ที่สมดุล NH_3 และ H_2O จะอยู่ในรูปที่ไม่แตกตัวมากกว่า โดยจะมีจำนวนถึง 99% ส่วนที่อยู่ในรูปที่แตกตัวเป็น NH_4^+ และ OH^- จะมีเพียง 1% เท่านั้น

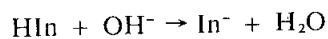
ความอ่อนแก่ของกรดและเบสบางชนิดได้แสดงไว้ในตารางที่ 4 - 4

4.7 กรด - เบสอินดิเคเตอร์ (Acid - Base Indicators)

วิธีที่ง่ายที่สุดในการบอก pH ของสารละลายอย่างคร่าว ๆ ทำได้โดยการใช้กรด-เบสอินดิเคเตอร์ ซึ่งเป็นกรดอ่อนที่เมื่ออยู่ในรูปแตกตัวและไม่แตกตัวจะให้สีแตกต่างกัน การแตกตัวของอินดิเคเตอร์สามารถเขียนได้เป็น



ตัวอย่างของอินดิเคเตอร์ที่รู้จักกันดีได้แก่ลิตมัส (litmus) ซึ่งในรูปที่ไม่แตกตัว (HIn) จะให้สีแดง ส่วนในรูปที่แตกตัว (In^-) จะมีสีน้ำเงิน โดยช่วง pH ที่สีของลิตมัสเปลี่ยนได้นี้อยู่ระหว่าง pH 4.5 - 8.3 ถ้ามีสารละลายที่ pH มากกว่า 8.3 แล้วเติมลิตมัสลงไปเล็กน้อย สีของสารละลายจะเปลี่ยนเป็นสีน้ำเงิน ทั้งนี้เนื่องมาจากที่ pH มากกว่า 8.3 จะมีไฮดรอกไซด์ไอออนอยู่เป็นจำนวนมากจนไปทำให้ลิตมัสแตกตัวอยู่ในรูป In^- เกือบทั้งหมด ดังปฏิกิริยา



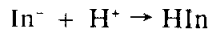
กรด		เบส	
ชื่อ	สูตร	ชื่อ	สูตร
กรดเปอร์คลอริก	HClO ₄	เปอร์คลอเรทไอออน	ClO ₄ ⁻
ไฮโดรเจนไอโอไดด์	HI	ไอโอไดด์ไอออน	I ⁻
ไฮโดรเจนโบรไมด์	HBr	โบรไมด์ไอออน	Br ⁻
กรดซัลฟูริก	H ₂ SO ₄	ไฮโดรเจนซัลเฟตไอออน	HSO ₄ ⁻
ไฮโดรเจนคลอไรด์	HCl	คลอไรด์ไอออน	Cl ⁻
กรดไนตริก	HNO ₃	ไนเตรทไอออน	NO ₃ ⁻
ไฮโดรเนียมไอออน	H ₃ O ⁺	น้ำ	H ₂ O
ไฮโดรเจนซัลเฟตไอออน	HSO ₄ ⁻	ซัลเฟตไอออน	SO ₄ ²⁻
กรดฟอสฟอริก	H ₃ PO ₄	ไดไฮโดรเจนฟอสเฟตไอออน	H ₂ SO ₄ ⁻
กรดอะซิติก	CH ₃ COOH	อะซิเตทไอออน	CH ₃ COO ⁻
กรดคาร์บอนิก	H ₂ CO ₃	ไบคาร์บอเนตไอออน	HCO ₃ ⁻
แอมโมเนียมไอออน	NH ₄ ⁺	แอมโมเนีย	NH ₃
ไบคาร์บอเนตไอออน	HCO ₃ ⁻	คาร์บอเนตไอออน	CO ₃ ²⁻
น้ำ	H ₂ O	ไฮดรอกไซด์ไอออน	OH ⁻
เมทิลแอลกอฮอล์	CH ₃ OH	เมทอกไซด์ไอออน	CH ₃ O ⁻
แอมโมเนีย	NH ₃	เอมีดไอออน	NH ₂ ⁻
ไฮโดรเจน	H ₂	ไฮไดรด์ไอออน	H ⁻

↑ ความแรงของกรดเพิ่มขึ้น

↓ ความแรงของเบสเพิ่มขึ้น

ตารางที่ 4 - 4 ตารางแสดงความอ่อนแก่ของคู่กรดและเบสบางชนิด

แต่ถ้าเป็นสารละลายที่ pH น้อยกว่า 4.5 แล้ว เมื่อเติมลิทมัส สีของสารละลายจะเปลี่ยนเป็นสีแดง เพราะที่ pH น้อยกว่า 4.5 จะมีไฮโดรเจนไอออนอยู่เป็นจำนวนมากจนไปทำให้ลิทมัสส่วนใหญ่อยู่ในรูปที่ไม่แตกตัว



ดังนั้นจากการดูสีของลิตมัส จะทำให้บอกได้ว่าสารละลายนั้นมี pH น้อยกว่า 4.5 หรือมากกว่า 8.3 สำหรับอินดิเคเตอร์ตัวอื่น ๆ ก็จะมีช่วง pH ที่สีเปลี่ยนแปลงกันออกไป ดังแสดงในตารางที่ 4 - 5

อินดิเคเตอร์	ช่วง pH ที่สีเปลี่ยน	สีของอินดิเคเตอร์	
		ในรูป HIn	ในรูป In ⁻
methyl violet	0 - 3.0	เหลือง	ม่วง
thymol blue	1.2 - 2.8	แดง	เหลือง
bromophenol blue	3.0 - 4.3	เหลือง	น้ำเงิน
congo red	3.0 - 5.0	น้ำเงิน	แดง
methyl orange	3.2 - 4.4	แดง	เหลือง
bromocresol green	3.8 - 5.4	เหลือง	น้ำเงิน
methyl red	4.2 - 6.3	แดง	เหลือง
bromocresol purple	5.2 - 6.8	เหลือง	ม่วง
bromothymol blue	6.0 - 7.6	เหลือง	น้ำเงิน
cresol red	7.0 - 8.8	เหลือง	แดง
thymol blue	8.0 - 9.6	เหลือง	น้ำเงิน
phenolphthalein	8.2 - 10.0	ไม่มีสี	ชมพูเข้ม
alizarin yellow	10.1 - 12.0	เหลือง	แดง

ตารางที่ 4 - 5 ตารางแสดงช่วง pH ที่เกิดการเปลี่ยนสี และสีในรูปที่ไม่แตกตัว (HIn) และแตกตัว (In⁻) ของอินดิเคเตอร์บางชนิด

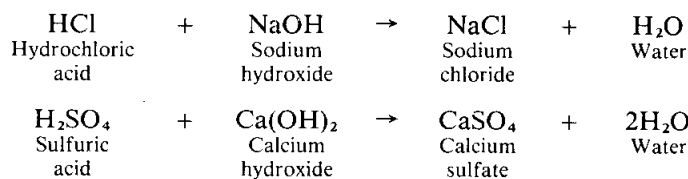
4.8 เกลือ (salts)

เกลือเป็นสารประกอบไอออนิก ซึ่งทุกชนิดจะอยู่ในสถานะที่เป็นของแข็ง ณ อุณหภูมิห้อง เกลือเชิงเดี่ยว (simple salts) ประกอบขึ้นด้วยไอออนที่มีประจุตรงข้ามกันเพียงสองชนิดเท่านั้น

ตัวอย่างเช่น NaCl MgBr₂ CuSO₄ เป็นต้น โดยที่ประจุบวกจะเป็นอออนไดก็ได้ยกเว้นไฮโดรเจนอออน และประจุลบจะเป็นอออนไดก็ได้ยกเว้นไฮดรอกไซด์อออน นอกจากเกลือเชิงเดี่ยวแล้ว ยังมีเกลือผสม (mixed salts) ด้วย ตัวอย่างเช่น อาลัม (alum) K₂SO₄ · Al(SO₄)₃ · 24 H₂O ซึ่งใช้ในการทำน้ำให้บริสุทธิ์

เกลือส่วนมากจะพบได้โดยตรงในธรรมชาติ ตัวอย่างเช่น โซเดียมคลอไรด์ (หรือเฮไลต์, halite) และโปตัสเซียมคลอไรด์ (หรือซิลไวท์, sylvite) พบที่ก้นมหาสมุทร แคลเซียมคาร์บอเนตพบเป็นส่วนประกอบที่สำคัญของหินปูน ดินเหนียวปนปูน (marl) ชอล์ก และหินอ่อน นอกจากนี้ยังมีเกลือบางชนิดที่เป็นสินแร่มีราคาด้วย เช่น สินแร่พวกซัลไฟด์ ตัวอย่างคือไพไรต์ (pyrite, FeS₂) กาลีน่า (galena, PbS) เป็นต้น

สำหรับในห้องปฏิบัติการ เกลือเชิงเดี่ยวจะเกิดจากการทำปฏิกิริยาระหว่างกรดและเบสในสารละลายเอควิวส ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเรียกว่าปฏิกิริยาสะเทิน (neutralization reaction) ตัวอย่างเช่น



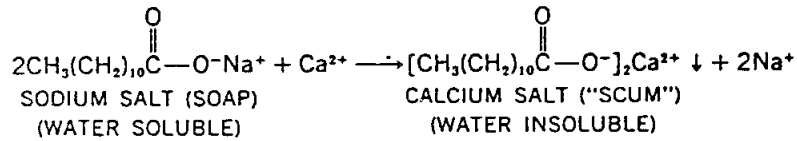
เกลือถูกนำไปใช้ประโยชน์อย่างกว้างขวางทั้งในทางการแพทย์ อุตสาหกรรม และอาหาร เกลือเหล่านี้ได้แสดงไว้ในตารางที่ 4 - 6

สูตรและชื่อ	ประโยชน์
(NH ₄) ₂ CO ₃ แอมโมเนียมคาร์บอเนต	ใช้ทำยาคุม ร่วมกับแอมโมเนียมไฮดรอกไซด์ น้ำมันหอมระเหย จากลูกจันทน์เทศ มะนาว และลาเวนเดอร์
BaSO ₄ แบเรียมซัลเฟต (แบไรท์, barite)	เป็นรงควัตถุสีขาวในการทำสีของจากยางพารา กระดาษลินีเลียม (linoleum) และยังใช้ในการเอ็กซ์เรย์ระบบทางเดินกระเพาะอาหาร และลำไส้ด้วย
(CaSO ₄) ₂ ·H ₂ O แคลเซียมซัลเฟตหรือ plaster of Paris	ใช้ทำแบบหล่อที่เป็นปูน หรือใช้พอกผนังและตกแต่งบ้านโดยผสมกับทรายและหินอ่อนปน

MgSO ₄ · 7H ₂ O แมกนีเซียมซัลเฟต (เกลือ เอปซอม, epsom salt)	ใช้ทำยาระบาย ฟอกหนัง และย้อมสี
HgCl เมอคิวรีคลอไรด์ (คาโลเมล, calomel)	ใช้ทำยาระบาย ยาขับปัสสาวะ
HgCl ₂ เมอคิวรีคลอไรด์	ถ้าอยู่ในรูปสารละลายเจือจางจะเป็นยาฆ่าเชื้อโรค (disinfectant) ใช้ภายนอกร่างกาย และใช้กับเครื่องมือที่ต้มไม่ได้ แต่ถ้ามีความ เข้มข้นขึ้นจะเป็นพิษ ในสารละลายเข้มข้น 0.02% เป็นยาฆ่าเชื้อโรคสำหรับระบบ ทางเดินปัสสาวะ ช่องคลอด และบาดแผลที่ติดเชื้อ ในสารละลายเข้มข้น 1% ใช้รักษาโรคน้ำกัดเท้าและแผลที่ ถูกไม้เลื้อยมีพิษ (poison ivy)
KMnO ₄ โพตัสเซียมเปอร์แมงกาเนท (ด่างทับทิม)	เป็นยาฆ่าเชื้อโรคและจุลินทรีย์ต่าง ๆ (antiseptic and germicide) โดยทำเป็นยาหยอดตาเด็กอ่อน เพื่อป้องกันเยื่อตาอักเสบหรือ ตาแดงที่เกิดจากโรคหนองใน นอกจากนี้ยังใช้ทำให้ฟิล์มถ่ายรูป มีความไวแสงขึ้น ทำหมึกที่ทนน้ำ และใช้เป็นตัวจี้ เนื้อเยื่อให้หลุดไป เช่น ใช้จี้ไฟหรือจี้แมลงวัน
AgNO ₃ ซิลเวอร์ไนเตรท (ลูน่าร์คอสติก, lunar caustic)	ใช้ทำแป้งผงสำหรับทำให้ขนมฟู (baking powder) ทำเกลือที่มีฟอง (effervescent salts) ยาลดกรดในกระเพาะอาหาร และน้ำยาดับเพลิง
NaHCO ₃ โซเดียมไบคาร์บอเนต, โซดาทำขนมปัง	ทำให้น้ำกระด้างกลายเป็นน้ำอ่อน และใช้ในอุตสาหกรรมการทำสบู่ และแก้ว
Na ₂ CO ₃ · 10H ₂ O โซเดียมคาร์บอเนต, ซ้เถ้าโซดา, โซดาซักผ้า	ใช้ผสมในยาสีฟันเพื่อต่อต้านฟันผุ
SnF ₂ สแตนนัสฟลูออไรด์ (ฟลูออโรสแตน, fluorostan)	

ตารางที่ 4 - 6 เกลือที่สำคัญบางชนิดและประโยชน์ของเกลือเหล่านั้น

สำหรับเกลือของกรดไขมันซึ่งก็คือสบู่ นั้น ได้กล่าวถึงในบทที่ 3 บ้างแล้วว่าทำงานโดยไปขจัดคราบไขมันออกจากเสื้อผ้าหรือภาชนะ แต่ถ้านำสบู่ไปใช้ในน้ำกระด้าง ซึ่งมีแคลเซียมหรือแมกนีเซียมไอออนอยู่ จะเกิดปฏิกิริยาดังนี้

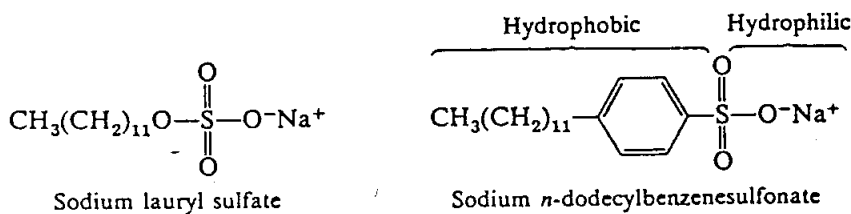


ผลจากปฏิกิริยาจะได้เกลือแคลเซียมหรือแมกนีเซียมของกรดไขมันที่มีสายไฮโดรคาร์บอนยาว ๆ ซึ่งไม่ละลายน้ำ ดังนั้นสบู่จึงใช้ไม่ได้ในน้ำกระด้าง จึงได้มีการค้นคิดผลิตผงซักฟอกสังเคราะห์ขึ้น ซึ่งจะไม่มียุติกริยากับไอออนในน้ำกระด้าง

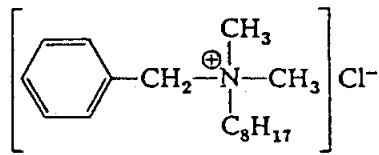
ผงซักฟอกสังเคราะห์ (synthetic detergent)

คำว่าผงซักฟอก (detergent) เป็นคำรวมที่หมายถึงสารที่ใช้ทำความสะอาด ดังนั้นจึงครอบคลุมสไปลงไปด้วย ถ้าต้องการเน้นเฉพาะผงซักฟอกเพียงอย่างเดียว จะมีชื่อเฉพาะว่าผงซักฟอกสังเคราะห์ หรือ syndet ซึ่งแบ่งออกได้เป็น 3 พวกใหญ่ ๆ คือ

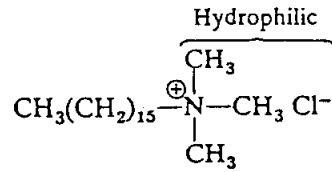
1. ผงซักฟอกที่แตกตัวให้ประจุลบ (anionic detergent) พวกนี้ได้แก่เกลือซัลเฟตของกรดไขมัน หรือเกลือซัลโฟเนตของไฮโดรคาร์บอน ตัวอย่างได้แก่



2. ผงซักฟอกที่แตกตัวให้ประจุบวก (cationic detergent) พวกนี้บางครั้งจะถูกเรียกว่า invert soap เพราะทางปลายที่ละลายน้ำได้นั้นแทนที่จะเป็นประจุลบกลับเป็นประจุบวก ผงซักฟอกประเภทนี้ นอกจากจะใช้ทำความสะอาดได้ดีแล้ว ยังมีคุณสมบัติในการฆ่าเชื้อโรค (germicidal property) ได้ด้วย ดังนั้นจึงเป็นที่นิยมใช้กันมากในโรงพยาบาล

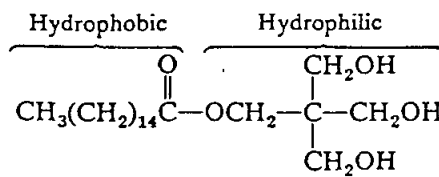


Benzyltrimethyloctylammonium chloride



Trimethylhexadecylammonium chloride

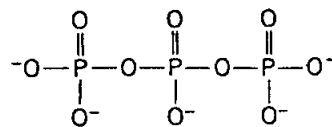
3. พวงซักฟอกที่ไม่แตกตัว (nonionic detergent) พวกนี้จะมีโครงสร้างเป็นแบบโพลาร์-โควาเลนต์ ทำให้ละลายน้ำได้ดี จึงถูกใช้มากในการทำพวงซักฟอกเหลวสำหรับล้างจาน และใช้ได้ในทุกโอกาสที่ไม่ต้องการให้เกิดอออนอนินทรีย์ขึ้น



Pentaerythrityl palmitate

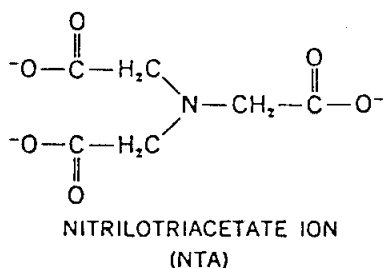
มีเกลืออีกชนิดหนึ่งคือเกลือฟอสเฟต ซึ่งนิยมเติมลงไปในพวงซักฟอกสังเคราะห์ เพื่อให้กำจัดคราบสกปรกได้ดียิ่งขึ้น เกลือที่ใช้จะอยู่ในรูปของโซเดียมไตรโพลีฟอสเฟต (sodium tripolyphosphate, STPP) ซึ่งในพวงซักฟอกบางชนิดจะมีเปอร์เซ็นต์ของ STPP อยู่สูงถึง 53%

ไตรโพลีฟอสเฟตอออนสามารถจับตัวได้อย่างแน่นหนากับแคลเซียม แมกนีเซียม และเหล็ก อออนที่อยู่ในน้ำ ทำให้น้ำกระด้างอ่อนตัวลง โดยสารประกอบที่เกิดขึ้นจะไม่ตกตะกอนลงมา ในขณะที่เดียวกันก็ทำให้สิ่งสกปรก รวมทั้งคราบไขมันบนเครื่องครัวและเสื้อผ้า ออกมาแขวนลอยอยู่ในน้ำด้วย ดังนั้นพวงซักฟอกประเภทนี้จึงใช้ได้ดีในน้ำกระด้าง โดยใช้ได้ทั้งในการซักฟอกเสื้อผ้าตลอดจนถึงล้างจานชามเครื่องครัวอีกด้วย แต่อย่างไรก็ตามฟอสเฟตนี้ก็ก่อให้เกิดปัญหากับสิ่งแวดล้อม



TRIPOLYPHOSPHATE ION

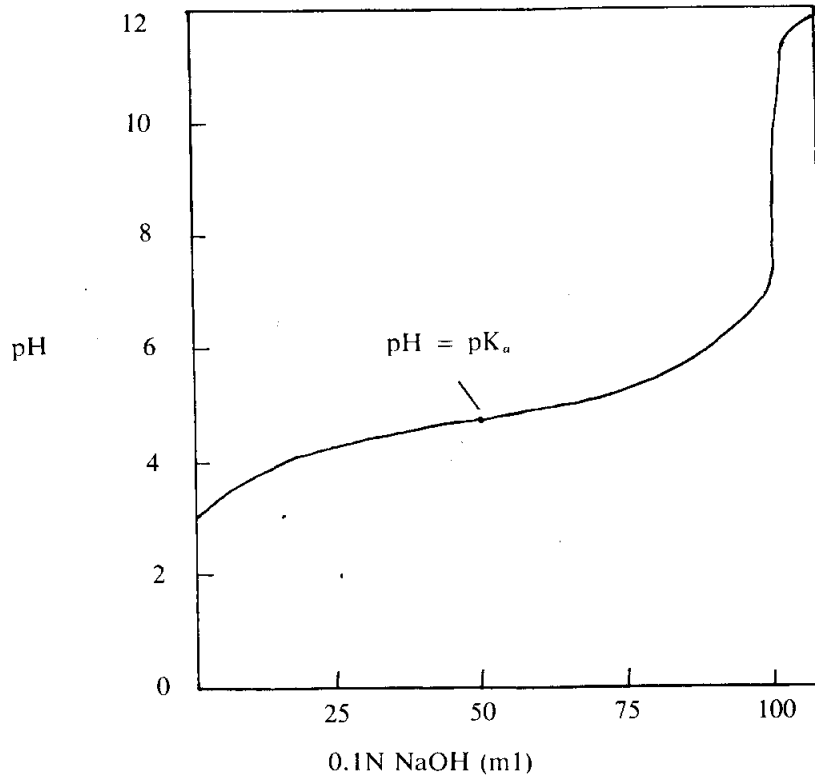
ได้ คือเมื่อน้ำทิ้งจากการชักฟอก ถูกระบายลงไปแหล่งน้ำแล้ว ฟอสเฟตจะไปเป็นสารอาหารที่ดี สำหรับการเจริญเติบโตของสาหร่าย ทำให้แหล่งน้ำเกิดการตื่นเงินขึ้น ระดับออกซิเจนในน้ำก็จะลดลง ทำให้ปลาและสัตว์น้ำหลาย ๆ ชนิดไม่สามารถมีชีวิตอยู่ภายใต้สภาวะเช่นนี้ได้ นอกจากนี้สาหร่ายยังผลิตสารเคมีหลายชนิด ซึ่งบางชนิดจะมีพิษต่อสัตว์และทำให้น้ำมีรสและกลิ่นอีกด้วย ดังนั้นถ้าไม่ต้องการให้เกิดสภาวะเช่นนี้ขึ้นจะทำได้ 2 วิธีด้วยกัน คือ เลิกใช้ STPP เป็นส่วนประกอบของผงชักฟอก หรือไม่เช่นนั้นก็ต้องมีการกำจัดฟอสเฟตเหลือใช้ออกจากน้ำทิ้ง ซึ่งวิธีการหลังนี้ทำได้ก็จริง แต่ต้องลงทุนแพงมาก สำหรับวิธีการแรกก็มีปัญหาเช่นกัน กล่าวคือ เครื่องซักผ้าหรือเครื่องล้างจานที่ใช้กันอยู่ในปัจจุบันตามโรงพยาบาลหรือร้านอาหารต่าง ๆ นั้น จะมีระบบตั้งเวลาอัตโนมัติ ที่ทำงานไม่ได้ถ้าไม่ใช้ผงชักฟอกชนิดที่มีฟอสเฟตอ่อน จึงได้มีการค้นคว้าวิจัยหาสารตัวอื่นที่มีความปลอดภัยและราคาไม่แพงมาแทน STPP โดยตัวที่มีการนำมาใช้แล้วได้แก่เกลืออินทรีย์ตัวหนึ่งคือ โซเดียมไนไตริลโอเทท (sodium nitrilotriacetate, NTA)



ในปลายทศวรรษ 1960 สวีเดนได้เริ่มใช้ NTA ในผงชักฟอกสังเคราะห์เพราะจากผลการทดสอบขั้นต้นไม่พบว่า สารนี้เป็นอันตรายต่อมนุษย์หรือสัตว์เลย และ NTA ก็มีใช้เป็นแหล่งอาหารที่สำคัญของสาหร่ายด้วย แต่อย่างไรก็ตามในช่วงทศวรรษ 1970 ได้มีการทดสอบในอเมริกา พบว่าถ้าให้ NTA จำนวนมากแก่หนู พร้อม ๆ กับโลหะอีกสองชนิดซึ่งพบทั่วไปในน้ำทิ้ง อันได้แก่แคดเมียมและปรอท จะมีผลทำให้อัตราของความผิดปกติในการคลอดของสัตว์ทดลองสูงขึ้น ดังนั้น NTA จึงกลายเป็นสารที่มีพิษได้เมื่ออยู่ร่วมกับโลหะแคดเมียมและปรอท และในปัจจุบันนี้ก็ได้ออกจัดให้เป็นสารเคมีที่มีอันตรายไปแล้ว ซึ่งบทเรียนอันนี้ทำให้มนุษย์ได้สำนึกว่า ยังมีความรู้เกี่ยวกับปฏิกิริยาของสิ่งแวดล้อมน้อยมาก ดังนั้นจึงต้องระมัดระวังเป็นพิเศษ เมื่อต้องการจะเปลี่ยนสารประกอบตัวหนึ่งไปใช้อีกตัวหนึ่งแทน

4.9 สมการ Henderson - Hasselbalch

ถ้ามีกรดอ่อนเช่น CH_3COOH อยู่ในสารละลายเอควิวส แล้วค่อย ๆ เติมเบสแก่เช่น NaOH ลงไปที่ละน้อย ซึ่งก็คือทำให้เกิดปฏิกิริยาการสะเทินขึ้นนั่นเอง หรืออีกชื่อหนึ่งเรียกว่าการไตเตรท (titration) เมื่อติดตามความเคลื่อนไหวของปฏิกิริยา โดยพล็อตกราฟระหว่าง pH กับจำนวนของ NaOH ที่เติมลงไป จะได้กราฟดังแสดงในรูปที่ 4 - 2



รูปที่ 4 - 2 รูปกราฟแสดงการไตเตรท 0.1 N CH_3COOH จำนวน 100 ml ด้วย 0.1N NaOH

รูปร่างของกราฟนี้สามารถที่จะแทนได้ด้วยสมการ Henderson - Hasselbalch ซึ่งคิดจาก

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

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

$$\begin{aligned}\log [\text{H}^+] &= \log K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \\ -\log [\text{H}^+] &= -\log K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \\ \text{pH} &= \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\end{aligned}$$

หรือถ้าจะเขียนให้เป็นสูตรทั่ว ๆ ไป จะได้ว่า

$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{ตัวรับโปรตอน}]}{[\text{ตัวให้โปรตอน}]}$
--

สมการนี้มีประโยชน์ในการคำนวณหา pH ที่จุดใด ๆ ก็ได้ของการไตเตรทกรดอ่อนด้วยเบสแก่ และยังสามารถที่จะใช้หาค่า K_a หรือค่าความเข้มข้นของตัวรับโปรตอนและตัวให้โปรตอนได้ด้วย ขึ้นกับว่ามีข้อมูลอย่างไรอยู่บ้าง สำหรับปฏิกิริยาการสะเทินของ CH_3COOH และ NaOH นี้ เมื่อยังไม่ได้เริ่มปฏิกิริยา ก็ยังไม่ได้เติม NaOH ลงไป $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ จะเท่ากับค่าความเข้มข้นเริ่มต้นที่ใช้ ส่วน $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ จะน้อยมากจนคิดได้ว่าเท่ากับศูนย์ เมื่อค่อย ๆ เติม NaOH ลงไปที่ละน้อย ๆ $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ ก็จะค่อย ๆ ลดลง ในขณะที่ $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ เริ่มมีมากขึ้น ๆ จนกระทั่งถึงจุดกึ่งกลางของการไตเตรท ซึ่งคือจุดที่เติม NaOH ลงไปเป็นจำนวนครึ่งหนึ่งของ CH_3COOH เริ่มต้น ที่จุดนี้ $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ จะเท่ากับ $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ ดังนั้น

$$\begin{aligned}\text{pH} &= \text{p}K_a + \log 1 \\ \text{นั่นคือ } \text{pH} &= \text{p}K_a\end{aligned}$$

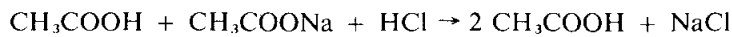
และเมื่อพ้นจุดนี้ไป $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ ก็จะมีมากกว่า $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ ขึ้นเรื่อย ๆ จนถึงจุดสิ้นสุดปฏิกิริยาคือจุดที่ CH_3COOH ถูกเปลี่ยนเป็น CH_3COONa หมดแล้ว ที่จุดนี้ก็จะจะมีแต่ $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ โดยไม่มี $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ เหลืออยู่เลย

4.10 บัฟเฟอร์ (buffer)

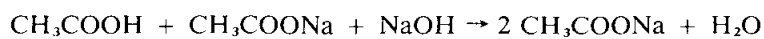
ถ้าดูจากกราฟหน้า 88 จะเห็นว่า ที่บริเวณ 1 หน่วย pH จากจุดกึ่งกลางของการไตเตรทนั้น จะค่อนข้างเป็นเส้นราบ ในบริเวณนี้เรียกว่าเป็นระบบบัฟเฟอร์ ซึ่งคือระบบที่จะไม่เปลี่ยน pH

หรือเปลี่ยนน้อยมาก เมื่อเติม H^+ หรือ OH^- จำนวนหนึ่งลงไป ความเป็นบัฟเฟอร์นี้จะมีมากที่สุดที่จุดกึ่งกลางของการไตเตรทพอดี ซึ่งคือที่ ๆ $pH = pK_a$ ความเป็นบัฟเฟอร์จะลดลงเมื่อการไตเตรทสูงขึ้นหรือต่ำลงจากบริเวณนี้ คู่ของกรด - เบสแต่ละคู่จะมีจุดที่ $pH = pK_a$ นี้เฉพาะตัวเอง

สารละลายบัฟเฟอร์จะเป็นสารละลายผสมของกรดอ่อน + เกลือของกรดอ่อนนั้น หรือ เบสอ่อน + เกลือของเบสอ่อนนั้น ตัวอย่างของสารละลายบัฟเฟอร์ได้แก่กรดซี้ตริก + โซเดียมซี้ตริก ซึ่งถ้าเติมกรด (เช่น HCl) ลงไปจะเกิดปฏิกิริยา

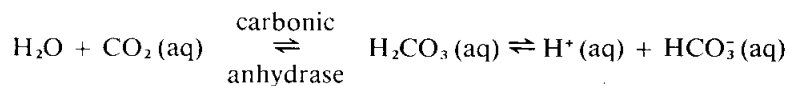


และถ้าเติมเบส (เช่น $NaOH$) ลงไป จะเกิดปฏิกิริยา

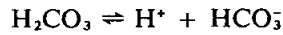


ซึ่งจะเห็นว่า H^+ จากกรดหรือ OH^- จากเบสที่เติมลงไป จะถูกเปลี่ยนรูปไปหมดทำให้ pH ของระบบบัฟเฟอร์ไม่เปลี่ยนแปลง

ในร่างกายมนุษย์ ของไหลในเนื้อเยื่อและเซลล์ต่าง ๆ จะเป็นสารละลายบัฟเฟอร์ (ชนิดกรดอ่อน + เกลือของกรดอ่อน) สารละลายบัฟเฟอร์นี้มีความสำคัญมาก เพราะเอนไซม์จะทำงานได้ในช่วง pH ช่วงหนึ่งเท่านั้น ดังนั้นเวลาที่เกิดกรดหรือเบสขึ้นมาจากปฏิกิริยา บัฟเฟอร์จะต้องคอยช่วยปรับ pH ให้กลับคืนสู่สภาพปกติที่เอนไซม์จะทำงานได้ต่อไป หรืออีกตัวอย่างหนึ่งก็คือเลือด ซึ่งเป็นตัวขนส่งสารต่าง ๆ รวมทั้งพวกที่เป็นกรดและเบสด้วย เช่น กรดอมิโน (ซึ่งมีทั้งชนิดที่เป็นกรดและเบส) กรดไขมัน เลือดจะต้องมีระบบบัฟเฟอร์คอยช่วยปรับ pH ของตัวเองให้คงที่ในช่วง 7.35 - 7.45 อยู่เสมอ สารละลายบัฟเฟอร์ที่พบในเลือดมีหลายชนิด เช่น $H_2CO_3 - HCO_3^-$ และ $H_2PO_4^- - HPO_4^{2-}$ โดย $H_2CO_3 - HCO_3^-$ จะเป็นระบบหลัก



คาร์บอนไดออกไซด์ในสารละลายจะสมดุลกับก๊าซคาร์บอนไดออกไซด์ในอากาศ แล้วถูกเอนไซม์คาร์บอนิกแอนไฮเดรสเปลี่ยนต่อไปให้เกิดเป็นกรดคาร์บอนิกขึ้น แต่อย่างไรก็ตาม ความเข้มข้นของกรดนี้จะน้อยมาก เพราะเพียง 0.37% ของคาร์บอนไดออกไซด์ (aq) เท่านั้นที่จะเกิดการเปลี่ยนแปลง ถ้าเขียนสมดุลย์ของระบบบัฟเฟอร์นี้ให้ง่ายเข้า จะได้เป็น



โดย H_2CO_3 จะแทนคาร์บอนไดออกไซด์ทั้งหมดที่ละลายอยู่ในเลือด (ซึ่งอยู่ในรูป H_2CO_3 และ CO_2)

เมื่อเติม H^+ ลงไป สมดุลย์จะเลื่อนไปทางซ้ายและ H^+ ส่วนใหญ่ที่เพิ่มเข้ามาก็จะหายไปจากสารละลาย ถ้าเติม OH^- ลงไปบ้าง OH^- จะรวมตัวกับ H^+ ในสารละลาย ทำให้กรดคาร์บอนิกแตกตัวออกมาเพิ่มขึ้น เพื่อรักษา pH ของเลือดให้คงที่ ค่าคงที่การแตกตัวของกรดคาร์บอนิกในระบบบัฟเฟอร์ $\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{HCO}_3^-$ ของเลือดที่อุณหภูมิร่างกาย (37°C) เขียนได้ดังนี้

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 7.9 \times 10^{-7}$$

$$\begin{aligned} \text{หรือ } \text{pH} &= \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \\ &= 6.1 + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \end{aligned}$$

ความเข้มข้นปกติของ HCO_3^- เท่ากับ $25 \times 10^{-3}\text{M}$ และของ H_2CO_3 เท่ากับ $1.25 \times 10^{-3}\text{M}$ ดังนั้นอัตราส่วน $[\text{HCO}_3^-] / [\text{H}_2\text{CO}_3]$ จะเป็น 20 ซึ่งทำให้ $[\text{H}^+]$ เท่ากับ $4.0 \times 10^{-8}\text{M}$ หรือ pH เท่ากับ 7.40 อันเป็น pH ปกติของเลือด

อย่างไรก็ตาม ระบบบัฟเฟอร์เพียงอย่างเดียวก็ไม่สามารถที่จะรักษา pH ของเลือดไว้ให้คงที่ได้ตลอดเวลา เพราะคาร์บอนไดออกไซด์ที่ผลิตออกมาจากเมตาบอลิซึมต่าง ๆ นั้นมีจำนวนมากในกรณีเช่นนี้คาร์บอนไดออกไซด์บางส่วนจะถูกขับออกจากเลือดโดยเร็วด้วยการหายใจทางปอด และ H^+ ที่เกิดขึ้นก็จะถูกไตขับออกกับปัสสาวะ (pH ปกติของปัสสาวะจะอยู่ระหว่าง 5 - 8)

ในบางครั้ง pH ของเลือดจะลดต่ำลงเรียกว่าเกิดสภาวะ acidosis ซึ่งอาจเป็นผลจากการรับประทานยาในรูปกรด เช่น แอสไพริน เป็นจำนวนมาก หรืออาจเป็นเพราะการขับคาร์บอนไดออกไซด์ออกจากร่างกายเกิดได้น้อยลง ซึ่งสภาวะนี้มีสาเหตุมาจากการที่ปอดสูญเสียสภาพยืดหยุ่น ทำให้ถุงลมปอดพองลมได้ไม่ดีเท่าที่ควร และพบในเด็กแรกเกิดที่เป็นโรค hyaline membrane disease ด้วย โดยโรคนี้จะทำให้คาร์บอนไดออกไซด์ไม่สามารถซึมผ่านออกจากเลือดเพื่อไปสู่ปอดได้เร็วพอสำหรับอีกสภาวะหนึ่งคือ alkalosis นั้น pH ของเลือดจะสูงขึ้น ซึ่งเกิดได้เมื่ออาเจียนอย่างรุนแรง ทำให้ HCl จากกะเพาะอาหารสูญเสียไป หรืออาจเกิดจากการรับประทาน HCO_3^- จากผลไม้ หรือยาช่วยย่อยมากเกินไป

สมการ Henderson - Hasselbalch นอกจากจะใช้ประโยชน์ในการคำนวณเกี่ยวกับปฏิกิริยาการสะเทินแล้ว ยังใช้ประโยชน์ในการคำนวณเกี่ยวกับเรื่องของบัฟเฟอร์ด้วย ดังแสดงในตัวอย่างข้างล่างนี้

ตัวอย่างที่ 1 จงหาความเข้มข้นของกรดอะซิติก และอนุมูลอะซิเตทใน 0.2 M อะซิเตทบัฟเฟอร์ pH 5.0 กำหนดให้ค่า K_a ของกรดอะซิติก = 1.7×10^{-5} ($pK_a = 4.77$) และ $\text{antilog } 0.23 = 1.70$

วิธีทำ จาก $\text{pH} = pK_a + \log \frac{[\text{ตัวรับโปรตอน}]}{[\text{ตัวให้โปรตอน}]}$ (1)

$$\text{pH} = pK_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

ให้ $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = y$

$$\therefore [\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.2 - y$$

แทนค่าใน 1;

$$5.0 = 4.7 + \log \frac{y}{0.2 - y}$$

$$0.23 = \log \frac{y}{0.2 - y}$$

$$\frac{y}{0.2 - y} = \text{antilog } 0.23$$

$$= 1.70$$

$$y = 1.7 (0.2 - y)$$

$$= 0.34 - 1.7 y$$

$$2.7 y = 0.34$$

$$\therefore y = \frac{0.34}{2.7}$$

$$= 0.126$$

$$\therefore [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.126 \text{ M} \quad \underline{\underline{\text{ตอบ}}}$$

$$\text{และ } [\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.2 - 0.126 \text{ M}$$

$$= 0.074 \text{ M} \quad \underline{\underline{\text{ตอบ}}}$$

ตัวอย่างที่ 2 จงคำนวณหา pH ของสารละลายที่เกิดจากการเติม 100 ml ของ 0.1 M NaOH ลงใน 150 ml ของ 0.2 M CH_3COOH ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$)

วิธีทำ

$$\begin{aligned} \text{p}K_a &= -\log k_a \\ &= -\log (1.8 \times 10^{-5}) \\ &= -\log 1.8 - \log 10^{-5} \\ &= -0.26 + 5 \\ &= 4.74 \end{aligned}$$

$$\text{จำนวนโมลของ 100 ml 0.1 M NaOH} = \frac{0.1 \times 100}{1000} = 0.01 \text{ โมล}$$

$$\text{จำนวนโมลของ 150 ml 0.2 M CH}_3\text{COOH} = \frac{0.2 \times 150}{1000} = 0.03 \text{ โมล}$$

เมื่อใส่ 0.01 โมล NaOH ลงใน 0.03 โมล CH_3COOH จะเกิดปฏิกิริยาการสะเทินขึ้น คือ NaOH ถูกใช้หมดไป และจะเกิด CH_3COONa ขึ้น = 0.01 โมล

$$\text{ส่วน CH}_3\text{COOH จะเหลืออยู่} = 0.03 - 0.01 = 0.02 \text{ โมล}$$

ดังนั้นในสารละลายใหม่ปริมาตร 250 ml จะมี

$$\begin{aligned} [\text{CH}_3\text{COO}^-] &= 0.01 \times \frac{1000}{250} \text{ โมล/ลิตร} \\ &= 0.04 \text{ M} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{และ } [\text{CH}_3\text{COOH}] &= 0.02 \times \frac{1000}{250} \text{ โมล/ลิตร} \\ &= 0.08 \text{ M} \end{aligned}$$

$$\text{จาก pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\therefore \text{pH} = 4.74 + \log \frac{0.04}{0.08}$$

$$= 4.74 + \log \frac{1}{2}$$

$$= 4.74 + \log 1 - \log 2$$

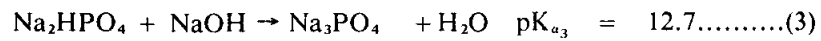
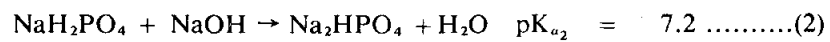
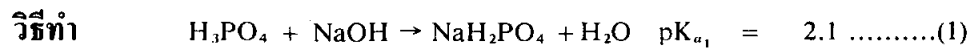
$$= 4.74 - \log 2$$

$$= 4.74 - 0.30$$

$$\therefore \text{pH ของสารละลายใหม่} = 4.44$$

ตอบ

ตัวอย่างที่ 3 กำหนดให้ค่า pK_a ของ H_3PO_4 มีดังนี้คือ $pK_{a_1} = 2.1$, $pK_{a_2} = 7.2$ และ $pK_{a_3} = 12.7$ จงอธิบายวิธีการเตรียมฟอสเฟตบัฟเฟอร์ pH 6.7 จาก 0.1 M H_3PO_4 และ 0.1 M NaOH และจงหาความเข้มข้นของบัฟเฟอร์ที่เตรียมได้ด้วย



การแตกตัวของ H_3PO_4 จะมีด้วยกัน 3 ปฏิกิริยา โดยการแตกตัวในปฏิกิริยาที่ 2 เท่านั้นที่จะทำให้เกิดระบบบัฟเฟอร์ขึ้น

$$\therefore pH = pK_{a_2} + \log \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

$$6.7 = 7.2 + \log \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

$$\log \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = -0.5$$

$$\log \frac{[H_2PO_4^-]}{[HPO_4^{2-}]} = 0.5$$

$$\frac{[H_2PO_4^-]}{[HPO_4^{2-}]} = \text{antilog } 0.5 = \frac{3.16}{1} = \frac{316}{100}$$

\therefore ในบัฟเฟอร์นี้ถ้ามี $H_2PO_4^-$ 316 ส่วน ก็จะมี HPO_4^{2-} อยู่ 100 ส่วนเสมอ
ในฟอสเฟตบัฟเฟอร์นี้ทั้ง $H_2PO_4^-$ และ HPO_4^{2-} เริ่มต้นจะต้องมาจาก H_3PO_4 ดังนั้นในปฏิกิริยาที่ 1:

ถ้าให้ใช้ 0.1 M H_3PO_4 เริ่มต้นเป็น x ml ซึ่ง $= \frac{0.1 \times x}{1000}$ โมล

ก็จะต้องใช้ 0.1 M NaOH x ml ด้วย เพื่อเปลี่ยน H_3PO_4 ให้เป็น $H_2PO_4^-$ ทั้งหมดก่อน

$$0.1 \text{ M NaOH } x \text{ ml} = \frac{0.1 \times x}{1000} \text{ โมล}$$

$$\therefore \text{เมื่อเกิดปฏิกิริยาที่ 1 แล้ว จะได้ } \text{H}_2\text{PO}_4^- = \frac{0.1 x}{1000} \text{ โมล ด้วย}$$

ต่อไปในปฏิกิริยาที่ 2 :

$$\text{ให้ใช้ } 0.1 \text{ M NaOH ลงไปอีก } y \text{ ml ซึ่ง} = \frac{0.1 y}{1000} \text{ โมล}$$

$$\therefore \text{จะเกิด } \text{HPO}_4^{2-} \text{ ขึ้น} = \frac{0.1 y}{1000} \text{ โมลด้วย}$$

$$\text{และ } \text{H}_2\text{PO}_4^- \text{ จะเหลือเพียง} = \frac{0.1 (x - y)}{1000} \text{ โมล}$$

$$\text{แต่ } \frac{\text{H}_2\text{PO}_4^-}{\text{HPO}_4^{2-}} = \frac{316}{100}$$

$$\therefore \frac{0.1 (x - y)}{1000} + \frac{1000}{0.1 y} = \frac{316}{100}$$

$$100 x - 100 y = 316 y$$

$$100 x = 416 y$$

$$\frac{x}{y} = \frac{416}{100}$$

นั่นคือถ้าใช้ $0.1 \text{ M H}_3\text{PO}_4$ 416 ml จะต้องใช้ $0.1 \text{ M NaOH} = 416 + 100 = 516 \text{ ml}$

หรือ ถ้าใช้ $0.1 \text{ M H}_3\text{PO}_4$ 41.6 ml จะต้องใช้ $0.1 \text{ M NaOH} = 51.6 \text{ ml}$

จึงเห็นว่าต้องการบัฟเฟอร์ปริมาณเท่าไร

ตอบ

สำหรับความเข้มข้นของฟอสเฟตบัฟเฟอร์ที่เตรียมนี้ จะเท่ากับจำนวนโมลทั้งหมดของ H_3PO_4 (ซึ่งก็คือจำนวนโมลของ H_2PO_4^- + จำนวนโมลของ HPO_4^{2-} นั่นเอง) ต่อหน่วยปริมาตร

$$= \frac{\frac{0.1 \times 416}{1000} \text{ โมล}}{932} \text{ ml}$$

$$= \frac{0.1 \times 416}{1000 \times 932} \times 1000$$

$$= 0.045 \text{ M}$$

ตอบ

ตัวอย่างที่ 4 จงอธิบายการเตรียม 100 ml ของ 0.1 M ฟอสเฟตบัฟเฟอร์ pH 6.7 โดยเริ่มต้นจาก 1 M H₃PO₄ และ 1 M NaOH

กำหนดให้ pK_{a1} ของ H₃PO₄ = 2.1 , pK_{a2} = 7.2 และ pK_{a3} = 12.7

วิธีทำ
$$\text{pH} = \text{pK}_{a_2} + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

$$6.7 = 7.2 + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

$$\therefore \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} = \frac{3.16}{1} = \frac{316}{100} \dots\dots\dots(1)$$

ฟอสเฟตบัฟเฟอร์ที่ต้องการ มีความเข้มข้น 0.1 M และมีปริมาตร 100 ml นั่นคือ จะต้องมี

$$\begin{aligned} \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{HPO}_4^{2-} &= \frac{0.1 \times 100}{1000} \text{ โมล} \\ &= 0.01 \text{ โมล} \end{aligned}$$

ดังนั้นเริ่มต้นต้องใช้ 1 M H₃PO₄ 0.01 โมลด้วย

$$\text{ซึ่ง} = 0.01 \times 1000 = 10 \text{ ml}$$

และต้องใช้ 1 M NaOH ตอนแรกจำนวน 0.01 โมล ซึ่งเท่ากับ 10 ml เช่นกันเพื่อเปลี่ยน H₃PO₄ ให้เป็น H₂PO₄⁻ ทั้งหมด

ต่อไปต้องใช้ NaOH อีกจำนวนหนึ่งในการเปลี่ยน H₂PO₄⁻ บางส่วนให้เป็น HPO₄²⁻ จาก (1) ทราบว่าถ้ามี H₂PO₄⁻ + HPO₄²⁻ ทั้งหมด 416 โมลจะเป็น HPO₄²⁻ เสีย 100 โมล

$$\begin{aligned} \text{''} \quad \quad \quad \text{''} \quad \quad \quad \text{''} \quad 0.01 \text{ โมล} \quad \text{''} \quad \quad \quad \text{''} \quad \frac{0.01 \times 100}{416} \text{ โมล} \\ = 0.0024 \text{ โมล} \end{aligned}$$

∴ 1 M NaOH ที่ใช้ในการเปลี่ยน H₂PO₄⁻ บางส่วนให้เป็น HPO₄²⁻ จะต้องเท่ากับ .0024

$$\text{โมลด้วย ซึ่ง} = 0.0024 \text{ โมล} \times \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ โมล}}$$

$$= 2.4 \text{ ml}$$

$$\therefore \text{ต้องใช้ 1 M NaOH ทั้งหมด} = 10 + 2.4 = 12.4 \text{ ml}$$

ดังนั้นในการเตรียมบัฟเฟอร์นี้ ต้องใช้ 1 M H₃PO₄ 10 ml + 1 M NaOH 12.4 ml แล้วเติมน้ำให้เป็น 100 ml ตอบ

สรุปเนื้อหาสาระสำคัญ

โมเลกุลของน้ำจะแตกตัวออกเป็นไฮโดรเจนไอออน (H^+) และไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) ซึ่งความเข้มข้นของไอออนเหล่านี้ในน้ำบริสุทธิ์จะมีค่าเท่ากัน คือเท่ากับ 1.0×10^{-7} โมล/ลิตร สารที่ทำให้ความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออนในสารละลายสูงขึ้นเรียกว่ากรด ส่วนสารที่ลดความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออนเรียกว่าเบส กรดเกลือและกรดกำมะถันเมื่ออยู่ในสารละลายจะแตกตัวอย่างสมบูรณ์ จึงเป็นกรดแก่ ส่วนกรดอะซิติกซึ่งแตกตัวเพียงประมาณ 1% จะเป็นกรดอ่อน ในทำนองเดียวกัน โซเดียมไฮดรอกไซด์และแคลเซียมไฮดรอกไซด์จึงเป็นเบสแก่ ในขณะที่แอมโมเนียเป็นเบสอ่อน อย่างไรก็ตามแม้ว่าแคลเซียมไฮดรอกไซด์จะเป็นเบสแก่ แต่สารละลายที่เกิดขึ้นจะมีความเป็นเบสอย่างอ่อน ๆ เท่านั้น ทั้งนี้เพราะสารชนิดนี้ละลายน้ำได้เพียงเล็กน้อยเท่านั้น

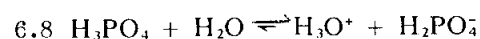
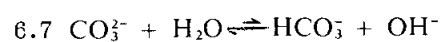
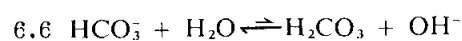
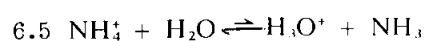
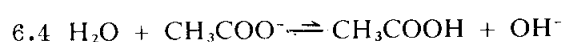
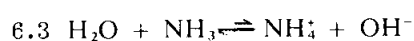
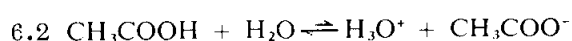
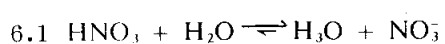
ความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออนในระบบชีวภาพจะกล่าวถึงในเทอมของ pH ซึ่งนิยามไว้ว่า $pH = -\log [H^+]$ ช่วง pH มีตั้งแต่ 0 - 14 โดย pH 0 จะเป็นกรดแก่มาก ส่วน pH 14 จะเป็นเบสแก่มาก และ pH 7 จะเป็นกลาง ค่า pH ของสารละลายวัดได้โดยใช้กรด - เบสอินดิเคเตอร์ หรือ pH มิเตอร์

เกลือเกิดจากการสะเทินกรดโดยใช้เบส เกลือประกอบด้วยไอออนที่มีประจุลบจากกรดและไอออนที่มีประจุบวกจากเบส ของไหลในร่างกายมีเกลือแร่หรือที่เรียกว่าอิเล็กโทรไลต์อยู่หลายชนิด ซึ่งเกลือเหล่านี้จะเป็นส่วนสำคัญในการรักษาสมดุลของของไหล และระดับสมดุลของความเป็นกรด - ด่างในร่างกาย นอกจากนี้แล้วเกลียวยังถูกนำไปใช้ประโยชน์อย่างกว้างขวางทั้งในวงการแพทย์ อุตสาหกรรม และอาหารอีกด้วย

คู่กรด - เบสประกอบขึ้นจากตัวให้โปรตอนและตัวรับโปรตอนที่เป็นคู่กัน แนวโน้มในการที่กรดที่อยู่ในสารละลายเอควิวสจะแตกตัวให้โปรตอนนั้น ดูได้จากค่าคงที่การแตกตัวของกรด (K_a) หรือค่า pK_a ซึ่งเท่ากับ $-\log K_a$ ได้มีการพบว่า pH ของสารละลายที่เป็นกรดอ่อน, ค่า pK_a ของกรด และอัตราส่วนระหว่างความเข้มข้นของตัวรับโปรตอนกับตัวให้โปรตอนที่เป็นคู่กันของกรดนี้ จะมีความสัมพันธ์กัน ซึ่งเขียนออกมาได้ในรูปของสมการ Henderson - Hasselbalch คู่กรด - เบสสามารถทำให้เกิดบัฟเฟอร์ขึ้นได้ โดยสารละลายบัฟเฟอร์จะมีค่า pH ไม่เปลี่ยนแปลง ค่า pH ของของไหลในร่างกายถูกควบคุมให้อยู่ในช่วงปกติได้ก็โดยใช้บัฟเฟอร์นี้เอง สำหรับในเลือดจะมี H_2CO_3 - HCO_3^- เป็นบัฟเฟอร์หลัก

คำถามท้ายบท

1. จงเขียนสมการการแตกตัวของน้ำ
2. ทำไม pH ของน้ำบริสุทธิ์จึงเท่ากับ 7.0
3. จงคำนวณหา $[\text{OH}^-]$ ในสารละลายที่มี $\text{pH} = 4.0$
4. Arrhenius ได้ให้คำจำกัดความของกรดและเบสไว้ว่าอย่างไร
5. Bronsted - Lowry theory ให้คำนิยามของกรดและเบสว่าอย่างไร และทฤษฎีนี้มีข้อได้เปรียบกว่าทฤษฎีของ Arrhenius อย่างไร
6. จงบ่งชี้ว่าสารตัวใดเป็นตัวให้โปรตอน (กรด) หรือตัวรับโปรตอน (เบส) ในปฏิกิริยาต่อไปนี้



7. จงให้คำจำกัดความของกรดอ่อน กรดแก่ เบสอ่อน และเบสแก่
8. สารประกอบต่อไปนี้เป็นกรดอ่อน กรดแก่ เบสอ่อน หรือเบสแก่

NaOH

HCl

Ca(OH)₂

CH₃COOH

NH₃

H₂SO₄

H₂CO₃

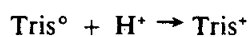
9. ทำไม Mg(OH)₂ และ Ca(OH)₂ จึงจัดเป็นเบสแก่ ทั้ง ๆ ที่สารละลายอิ่มตัวของสารทั้งสองนี้ จะมีความเป็นเบสอ่อน ๆ เท่านั้น

10. สารประกอบชนิดใดที่จัดเป็นกรด - เบสอินดิเคเตอร์
 11. เกลือต่อไปนี้นำมาใช้ทำอะไรได้บ้าง



12. บัฟเฟอร์คืออะไร

13. ปฏิกิริยาที่ใช้เอนไซม์เป็นตัวเร่งปฏิกิริยาหนึ่ง เกิดขึ้นได้ใน 0.2 M Tris buffer pH 7.8 โดยปฏิกิริยาที่ Tris buffer ทำให้ pH ของระบบนี้ค่อนข้างคงที่ คือ



เมื่อ Tris° คือ Tris ในรูป conjugate base

และ Tris^+ คือ Tris ในรูป conjugate acid

ผลของปฏิกิริยานี้จะทำให้เกิด H^+ ขึ้นเป็นจำนวน 0.03 โมล/ลิตร

13.1 จงหาอัตราส่วนของ $\text{Tris}^+/\text{Tris}^\circ$ เมื่อเริ่มต้นเกิดปฏิกิริยา

13.2 จงหาความเข้มข้นของ Tris^+ และ Tris° เมื่อเริ่มต้นเกิดปฏิกิริยา

13.3 จงหาความเข้มข้นของ Tris^+ และ Tris° เมื่อปฏิกิริยาสิ้นสุดลง

13.4 จงหา pH ของระบบ เมื่อปฏิกิริยาสิ้นสุดลง

13.5 ถ้าไม่มีบัฟเฟอร์เข้ามาเกี่ยวข้อง เมื่อปฏิกิริยาสิ้นสุดลง pH ของระบบจะเป็นเท่าใด กำหนดให้ pK_a ของ Tris เท่ากับ 8.1

14. สารละลาย 0.05 M ของกรดชนิดหนึ่งที่มี $\text{pK}_a = 6.10$ ถูกนำมาผสมกับสารละลาย 0.1 M ของเกลือโซเดียมของกรดชนิดนั้นในจำนวนที่เท่ากัน จงหา pH ของสารละลายผสมที่เกิดขึ้น
15. ถ้านำสารละลาย 0.09 M ของกรดชนิดหนึ่งจำนวน 10 มิลลิลิตร มาผสมกับสารละลาย 0.15 M ของเกลือโปรตัสเซียมของกรดนั้นจำนวน 20 มิลลิลิตร แล้วเกิดเป็นสารละลายผสมที่มี $\text{pH} = 5.85$ จงหาค่า pK_a ของกรดชนิดนี้
16. จงหาว่าในการเตรียมอซีเตทบัฟเฟอร์จำนวน 1 ลิตร pH 5.0 และมีจำนวนอซีเตททั้งหมด (ทั้งที่แตกตัวและไม่แตกตัว) เป็น 0.1 M นั้น จะต้องใช้โซเดียมอซีเตทและกรดอซีติกอย่างละกี่โมล กำหนดให้ pK_a ของกรดอซีติก = 4.74

17. จงหา pH ที่เกิดจากการเติม 10 มิลลิโมล NaOH ที่เป็นของแข็ง ลงไปในสารละลาย 0.2 M ของกรดฟอร์มิกจำนวน 100 มิลลิลิตร กำหนดค่า pK_a ของกรดฟอร์มิก = 3.77
18. ค่า K_a ของกรดแลคติกเท่ากับ 1.38×10^{-4} จงหาว่า จะต้องเติมกรดแลคติกจำนวนกี่โมลลงไปใน NaOH 2 กรัม เพื่อทำให้เกิดบัฟเฟอร์ pH 4.0 จำนวน 500 มิลลิลิตร
19. ถ้านำ 100 มิลลิลิตร ของ 0.1 N โซเดียมอะซิเตตผสมกับ 100 มิลลิลิตรของ 0.1 N ของ กรดอะซิติก pH ของสารละลายผสมจะเป็น 4.7 จากนั้นนำเอา 80 มิลลิลิตร ของ 0.1 N NaOH ใส่ลงไปในสารผสมข้างต้น จงหาว่า pH ครั้งสุดท้ายจะเป็นเท่าไร
20. จงหาความเข้มข้นของกรดอะซิติกและอนุมูลอะซิเตตใน 0.2 M อะซิเตทบัฟเฟอร์ pH 5.0 กำหนดค่า pK_a ของกรดอะซิติกเท่ากับ 4.77