
9

กรด เบส และเกลือ

- 9.1 นิยามและสมบัติของกรดและเบส
- 9.2 ประโยชน์ของกรด
- 9.3 กรดในร่างกาย
- 9.4 ประโยชน์ของเบส
- 9.5 พี เอช
- 9.6 เกลือ
- 9.7 การละลายของเกลือ
- 9.8 ประโยชน์ของเกลือ
- 9.9 สารละลายบัฟเฟอร์
- 9.10 อิเล็กโทรไลต์และนอนอิเล็กโทรไลต์

บทนำ

กรด เบสและเกลือ เป็นสารประกอบที่มีความสำคัญ สารสามารถจำแนกให้อยู่ในกลุ่มใดกลุ่มหนึ่งได้ จากสมบัติทั่วไปของกรดและเบส สารละลายกรดมีสมบัติบางประการที่เหมือนกัน เช่น มีรสเปรี้ยว เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากน้ำเงินเป็นแดง สารละลายเบสแต่ละชนิดก็มีสมบัติบางประการที่เหมือนกัน เช่น มีรสฝาด เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากแดงเป็นน้ำเงิน การที่สารละลายกรดและสารละลายเบสมีสมบัติบางประการที่เหมือนกัน แสดงว่าสารละลายกรดแต่ละชนิดน่าจะมียิ่งค์ประกอบบางอย่างที่เหมือนกัน และสารละลายเบสแต่ละชนิดก็จะมียิ่งค์ประกอบบางอย่างที่เหมือนกัน

กรด (Acid) เป็นสารประกอบชนิดในทางเคมี โดยทั่วไปแล้วหมายถึงสารชนิดใดก็ได้ที่สามารถละลายน้ำได้ และเกิดสารละลายที่มีค่า pH น้อยกว่า 7 ตัวอย่างของกรดที่พบบ่อย ได้แก่ กรดมะนาว กรดน้ำส้มสายชู กรดกำมะถัน กรดแบ่งเป็น 2 ประเภท คือ กรดอนินทรีย์ (Inorganic Acids) และกรดอินทรีย์ (Organic Acids) สำหรับการทดสอบกรดสามารถทำได้โดยใช้กระดาษลิตมัส ถ้าเป็นสีแดงแสดงว่าเป็นกรด ในทางกลับกัน เบส (Base) จะมีค่า pH มากกว่า 7

9.1 นิยามและสมบัติของกรดและเบส (Definitions and Properties of Acids and Bases)

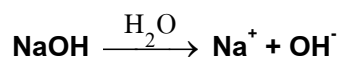
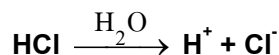
กรดมาจากภาษาละตินว่า แอซิดัส (acidus) แปลว่าเปรี้ยว นักวิทยาศาสตร์หลายคนได้ให้คำจำกัดความของกรดและเบส แตกต่างกันไป ในบทนี้จะกล่าวถึงนิยามของอาร์เรเนียสและนิยามของบรอนสเตด-เลารี ตามลำดับ



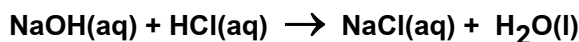
อาร์เรเนียส (Arrhenius Svante August)

ได้ศึกษาสมบัติของกรดและเบส และให้นิยามกรดและเบสดังนี้
กรด คือ สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+)
เบสคือสารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-)

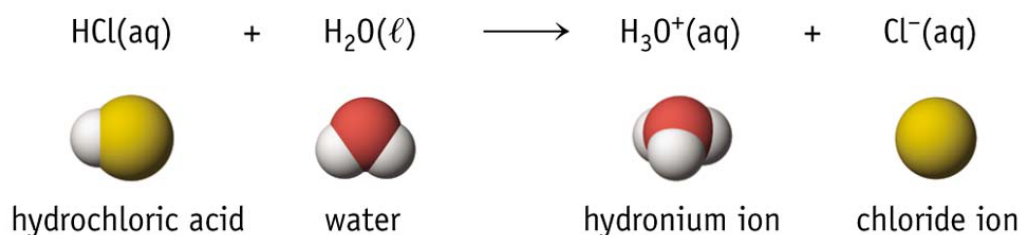
สมการทั่วไปแสดงการแตกตัวของกรดและเบสในน้ำ ดังนี้



ปฏิกิริยาของกรดและเบสจะได้เกลือกับน้ำ



ไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) : ไฮโดรเจนไอออน (H^+) เป็นรูปย่อ เมื่ออยู่ในสารละลายจะได้ไฮโดรเนียมไอออน ดังสมการข้างล่าง

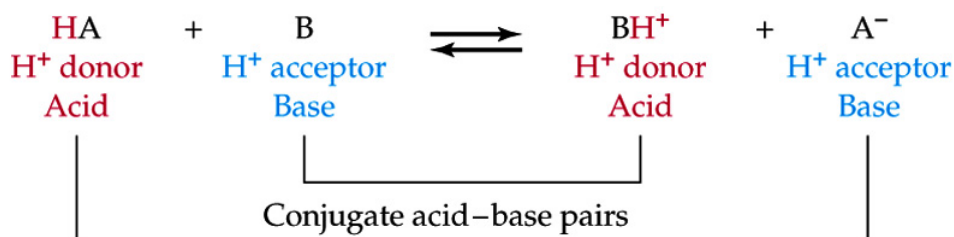


ความแรงของกรดและเบสขึ้นอยู่กับความสามารถในการแตกตัวให้ H^+ และ OH^- ตามลำดับ นิยามของอาร์เรเนียสมีข้อจำกัดอยู่เฉพาะกรดและเบสที่ละลายได้ในน้ำเท่านั้น เช่น สารที่เป็นกรดหรือเบสจะต้องละลายในน้ำเท่านั้น ถ้าละลายในตัวทำละลายอื่นจะไม่จัดเป็นกรดหรือเบส นอกจากนี้ตามนิยามของอาร์เรเนียสจะไม่จัดสารที่ไม่มี H^+ หรือ OH^- ในโมเลกุลเป็นกรดหรือเบส แม้ว่าสารเหล่านั้นจะทำปฏิกิริยากับน้ำ แล้วให้ H^+ และ OH^-

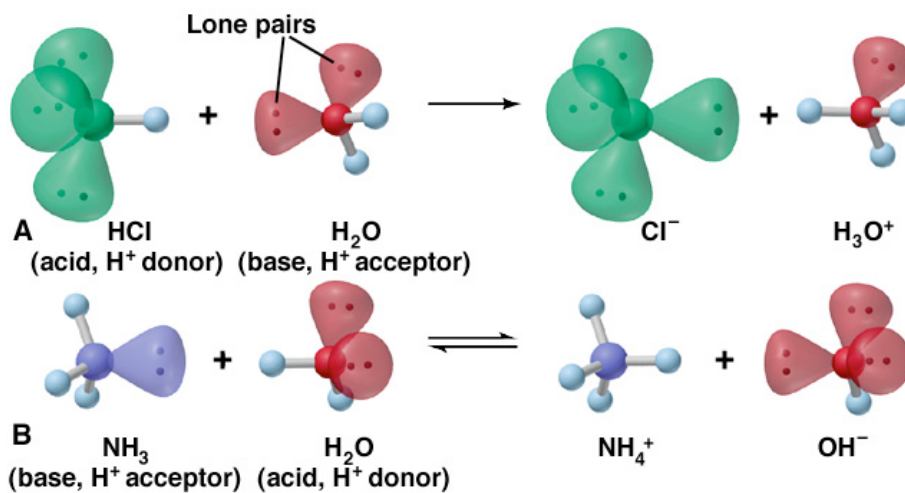
บรอนสเตด-เลารี (Brønsted-Lowry) ได้ศึกษาสมบัติของกรดและเบส และให้นิยามกรดและเบสดังนี้

กรด คือ สารที่ให้โปรตอน (H^+)

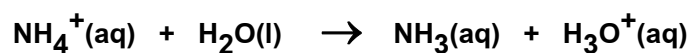
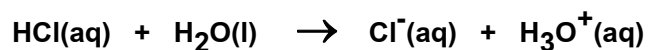
เบส คือ สารที่รับโปรตอน (H^+)



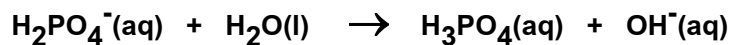
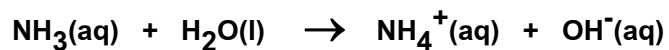
กรดและเบสที่สอดคล้องกันจะอยู่ในรูปคู่กรด-เบส (conjugate acid-base pairs) ซึ่งนิยามนี้ใช้อธิบายความเป็นกรด-เบสของสารโดยไม่จำเป็นต้องละลายน้ำก็ได้



กรด : สารที่ให้โปรตอน (H⁺)



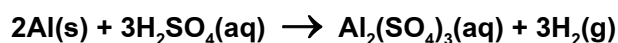
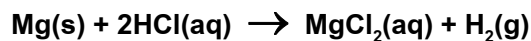
เบส : สารที่รับโปรตอน (H⁺)



สมบัติทั่วไปของกรด ได้แก่

1. กรดมีรสเปรี้ยวและมีฤทธิ์ในการกัดกร่อน
2. กรดเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีน้ำเงินเป็นแดง
3. สารละลายกรดนำไฟฟ้าได้และมี pH < 7
4. กรดทำปฏิกิริยากับโลหะให้ก๊าซไฮโดรเจน (ยกเว้นโลหะ Cu, Hg, Ag

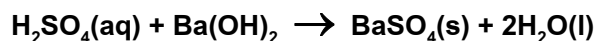
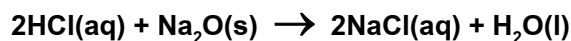
และ Au) เช่น



5. กรดทำปฏิกิริยากับสารประกอบคาร์บอเนต (CO_3^{2-}) และไบคาร์บอเนต (HCO_3^-) ได้แก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ เช่น



6. กรดเกิดปฏิกิริยาสะเทินกับโลหะออกไซด์และโลหะไฮดรอกไซด์ได้เกลือกับน้ำ เช่น



สมบัติทั่วไปของเบส ได้แก่

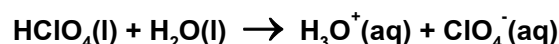
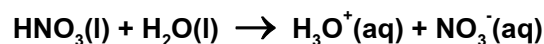
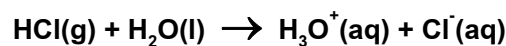
1. เบสมีรสฝาด ขม เมื่อถูกมือรู้สึกลื่นมือคล้ายสบู่
2. เบสเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีแดงเป็นน้ำเงิน
3. เบสเกิดปฏิกิริยาสะเทินกับกรดได้เกลือกับน้ำ
4. สารละลายเบสนำไฟฟ้าได้และมี $\text{pH} > 7$
5. เบสทำปฏิกิริยากับเกลือแอมโมเนียม (NH_4^+) ได้แก๊สแอมโมเนีย

(NH_3) ดังสมการ



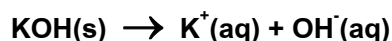
จากสมบัติทั่วไปของกรดและเบส กรดมีสมบัติบางประการที่เหมือนกัน เช่น มีรสเปรี้ยว เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากน้ำเงินเป็นแดง และเบสก็มีสมบัติบางประการที่เหมือนกัน เช่น มีรสฝาด เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากแดงเป็นน้ำเงิน มีสมบัติบางประการที่เหมือนกัน แสดงว่าจะมีองค์ประกอบบางอย่างที่เหมือนกัน และองค์ประกอบนั้นน่าจะอยู่ในลักษณะไอออน เพราะสารละลายกรดและเบสสามารถนำไฟฟ้าได้ พิจารณา

ตัวอย่างการละลายน้ำของสารละลายกรดบางชนิด ดังสมการ



จากสมการจะเห็นว่าสารละลายกรดแตกตัวให้อิออนบวกที่เหมือนกันคือไฮโดรเนียมอิออน (H_3O^+) แต่จะให้อิออนลบที่ต่างกัน เช่น Cl^- , NO_3^- , ClO_4^- ดังนั้นองค์ประกอบที่ทำให้กรดมีสมบัติบางประการเหมือนกันก็คือไฮโดรเนียมอิออน

ตัวอย่างการละลายน้ำของสารละลายเบสบางชนิด ดังสมการ



จากสมการจะเห็นว่าสารละลายเบสแตกตัวให้อิออนลบที่เหมือนกัน คือไฮดรอกไซด์อิออน (OH^-) แต่จะให้อิออนบวกที่ต่างกัน เช่น K^+ , Ca^{2+} , NH_4^+ ดังนั้นองค์ประกอบที่ทำให้สารละลายเบสมีสมบัติบางประการเหมือนกันคือ ไฮดรอกไซด์อิออน

9.2 ประโยชน์ของกรด (Uses of Acids)

กรดเป็นสารละลายที่มีประโยชน์ต่อสิ่งมีชีวิต สามารถแบ่งได้เป็นกรดอินทรีย์ และกรดอนินทรีย์

กรดอินทรีย์ เป็นกรดที่ได้จากสิ่งมีชีวิต เช่น พืชและจุลินทรีย์ หรือจากการสังเคราะห์ สามารถรับประทานได้ ไม่เป็นอันตรายต่อร่างกาย เมื่อนำไปทดสอบกับเจนเซียนไวโอเลตจะไม่เกิดการเปลี่ยนแปลง ได้แก่

- กรดแอซิก (Acetic acid, CH_3COOH) หรือกรดน้ำส้มได้จากการหมักแป้งหรือน้ำตาล โดยใช้จุลินทรีย์ พบในการผลิตน้ำส้มสายชู
- กรดซิตริก (Citric acid) หรือกรดมะนาวเป็นกรดที่อยู่ในน้ำผลไม้ที่มีรสเปรี้ยว เช่น ส้ม มะนาว
- กรดอะมิโน (Amino acid) เป็นกรดที่ใช้สร้างสารประเภทโปรตีนพบมีอยู่ใน เนื้อสัตว์ ผลไม้เปลือกแข็ง หรือในพืชตระกูลถั่ว
- กรดแอสคอร์บิก (Ascorbic acid) หรือวิตามิน ซี มีในผลไม้ที่มีรสเปรี้ยว ป้องกันโรคเลือดออกตามไรฟัน

กรดอินทรีย์ (กรดแร่) เป็นกรดที่เกิดจากการสังเคราะห์จากแร่ธาตุ ไม่สามารถรับประทานได้ มีฤทธิ์กัดกร่อนรุนแรง เปลี่ยนสีเงินเขียวนวโอเลตจากสีม่วงเป็นสีเขียว ได้แก่

- กรดเกลือหรือกรดไฮโดรคลอริก (Hydrochloric acid, HCl) เป็นกรดแก่ แต่พบในน้ำย่อยในกระเพาะอาหารด้วย
- กรดไนตริก (Nitric acid, HNO_3) เป็นสารเคมีที่ใช้ในห้องปฏิบัติการ เมื่อถูกผิวหนังจะเป็นสีเหลือง ใช้ในการตรวจหาโปรตีนอัลบูมิน
- กรดบอริก (Boric acid, H_3BO_3) เป็นยาฆ่าเชื้อราและยาล้างตา
- กรดกำมะถันหรือกรดซัลฟิวริก (Sulphuric acid, H_2SO_4) ไม่มีสีและกลิ่น เป็นกรดแก่ สามารถเกิดการกัดกร่อนได้ ใช้สำหรับกำจัดออกไซด์ของโลหะ เช่น สนิมเหล็ก และทำปฏิกิริยารุนแรงกับสารอินทรีย์เหลือเพียงถ่านเท่านั้น ดังรูปที่ 9.1



รูปที่ 9.1 ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นของน้ำตาลทรายกับกรดซัลฟิวริก

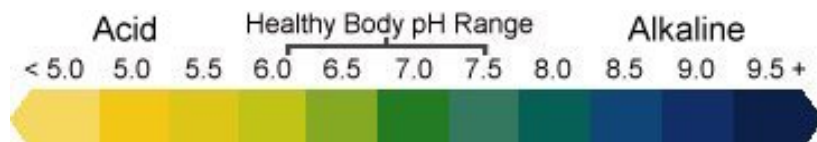
9.3 กรดในร่างกาย (Acids in the Body)

ในเซลล์ร่างกายของมนุษย์ มีกระบวนการเมตาบอลิซึม ที่มีการเข้า-ออกของสารประกอบต่างๆ อยู่ตลอดเวลา เช่น คาร์บอนไดออกไซด์ กรดซัลฟิวริกและกรดฟอสฟอริก ซึ่งสารผลิตภัณฑ์ที่ได้จากการย่อยโปรตีน และกรดไขมันที่ได้จากขบวนการย่อยของไขมัน กรดดีไฮด์ได้จากขบวนการในโรคเบาหวาน มีกรดอีกหลายชนิดถูกผลิตจากแอลกอฮอล์ในร่างกาย แต่กรดมีปริมาณมากในร่างกาย คือ กรดที่ได้จากกระบวนการในเซลล์กล้ามเนื้อขณะที่



adenosine triphosphate + water $\longrightarrow$ adenosine diphosphate + phosphate + acid

โดยปกติแล้ว ภายในร่างกายก็มีสารละลายกรดอยู่แล้ว เช่น น้ำย่อยในกระเพาะอาหารมีฤทธิ์เป็นกรดของกรดไฮโดรคลอริก แต่อย่างไรก็ตาม pH ในร่างกายควรอยู่ในช่วง 6.0-7.5 การที่ร่างกายมี pH สูงจะทำให้เกิดโรคต่างๆ ได้ง่าย โดยเฉพาะระบบย่อยอาหาร การรักษาระดับ pH ในร่างกายอาจทำได้ง่ายๆ คือการดื่มน้ำสะอาดมากๆ



รูปที่ 9.2 ระดับ pH ในร่างกาย

9.4 ประโยชน์ของเบส (Uses of Bases)

สารละลายเบสที่สำคัญได้แก่

- สารประกอบแอมโมเนียมไฮดรอกไซด์ ที่เรียกว่าแอมโมเนีย ถูกใช้ในการเตรียมสารประกอบที่สำคัญอย่างเช่น กรดดินประสิวและแอมโมเนียมคลอไรด์ สำหรับแอมโมเนียใช้ในน้ำยาทำความสะอาด แอมโมเนียมไฮดรอกไซด์เจือจาง ใช้ดื่มเพื่อบำรุงหัวใจ ช่วยในการหายใจ
- โซเดียมไฮดรอกไซด์ถูกใช้ในผลิตสบู่ พลาสติกและกระดาษ เป็นเบสแกมมีฤทธิ์ในการกัดกร่อนผิวหนัง ที่เข้มข้น ใช้ขจัดสิ่งสกปรกในท่อน้ำทิ้งที่อุดตัน
- แคลเซียมไฮดรอกไซด์ ที่รู้จักดีคือ lime water ใช้ในการเตรียมของปูนฉาบผนังและปูนขาว
- แมกนีเซียมไฮดรอกไซด์ หรือ milk of magnesia สารประกอบเจือจางใช้เป็นยาลดกรดในกระเพาะอาหาร
- แอมโมเนียมคาร์บอเนต ใช้แก้ น้ำกระด้าง

9.5 พี เอช (pH)

pH ของสารละลาย ในสารละลายกรดหรือเบสจะมีทั้ง H_3O^+ และ OH^- อยู่ในปริมาณที่แตกต่างกัน การบอกความเป็นกรดเป็นเบสของสารละลายมักเกิดความผิดพลาดได้ง่าย เพราะสารละลายมักมีความเข้มข้นของ H_3O^+ หรือ OH^- น้อย ดังนั้นในปี ค.ศ. 1909 นักเคมีชาวสวีเดนชื่อ ซอเรสเซน(Sorensen) ได้เสนอให้บอกความเป็นกรด-เบสของสารละลายในรูปแบบอัตราส่วน pH ย่อมาจากภาษาฝรั่งเศสว่า puissance d, hydrogène แปลว่า กำลังของไฮโดรเจน (power of hydrogen)

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

เมื่อความเข้มข้นของ H_3O^+ มีหน่วยเป็น mol/dm^3 หรือ Molar

ในสารละลายที่เป็นกลาง $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$

ดังนั้นหา pH ของสารละลายได้ดังนี้ $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$
 $= -\log(1.0 \times 10^{-7})$
 $= -(\log 1.0 - 7\log 10) = 0 + 7 = 7$

นั่นคือสารละลายที่เป็นกลางมี $\text{pH} = 7$

สามารถบอกความเป็นกรด-เบสของสารละลายในรูปความเข้มข้นของ OH^- ก็ได้

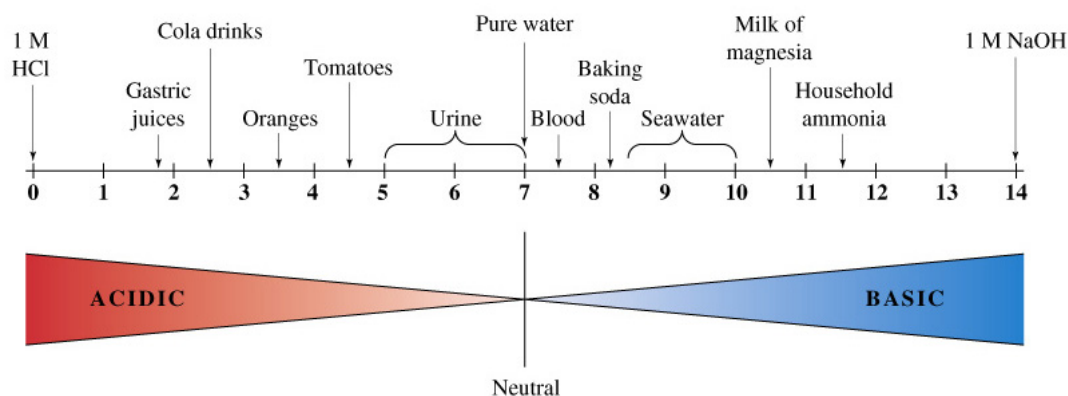
โดยกำหนดความสัมพันธ์ $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

ในสารละลายที่เป็นกลาง มี $[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ จะมี $\text{pOH} = 7$

ความสัมพันธ์ระหว่าง pH กับ pOH

$$\begin{aligned}[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] &= 1.0 \times 10^{-14} \\ \log[\text{H}_3\text{O}^+] + \log[\text{OH}^-] &= \log 1.0 - 14 \log 10 \\ -\log[\text{H}_3\text{O}^+] - \log[\text{OH}^-] &= 14 \log 10\end{aligned}$$

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



รูปที่ 9.3 pH scale และ pH ของสารประกอบบางชนิด

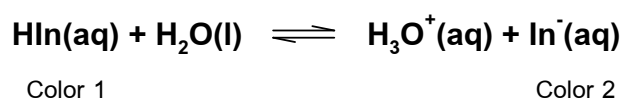
ในห้องปฏิบัติการต่างๆ ไป สามารถหา pH ของสารละลายในช่วง 0 – 14 ได้ โดยใช้ pH มิเตอร์ ดังรูปที่ 9.4 และอินดิเคเตอร์



รูปที่ 9.4 pH-meter

อินดิเคเตอร์สำหรับกรด-เบส

อินดิเคเตอร์ (Indicators) เป็นโมเลกุลของสารอินทรีย์ที่มีโครงสร้างเป็นสารเชิงซ้อน มีสมบัติเป็นกรดอ่อนหรือเบสอ่อน ซึ่งแตกตัวให้คู่เบสหรือคู่กรดที่มีสีต่างจากโมเลกุลของกรดอ่อนหรือเบสอ่อนนั้น แต่ส่วนใหญ่อินดิเคเตอร์อยู่ในรูปของกรดอ่อน และเนื่องจากมีโครงสร้างที่ซับซ้อน จึงใช้ HIn แทนสูตรของอินดิเคเตอร์ เมื่ออยู่ในสารละลายแตกตัวดังนี้

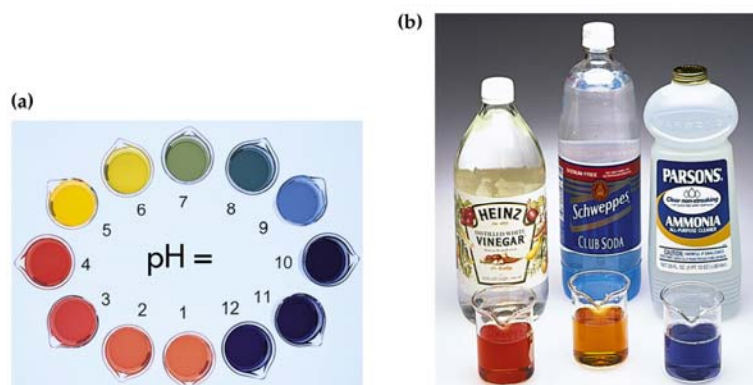


HIn และ In⁻ เป็นคู่กรด-เบสกัน และให้สีต่างกัน การที่อินดิเคเตอร์จะให้สีอะไรนั้นขึ้นอยู่กับปริมาณหรือความเข้มข้นของ H₃O⁺ และ OH⁻ ในสารละลายที่เป็นกรดสีที่ปรากฏเป็นสีของ HIn ส่วนในสารละลายเบสสีที่ปรากฏคือสีของ In⁻ แต่ถ้าในสารละลายมีปริมาณ มี HIn และ In⁻ พอๆ กันจะปรากฏเป็นสีผสมระหว่างสีของ HIn กับ In⁻ สำหรับรูปที่ 9.5 เป็นอินดิเคเตอร์ที่ใช้กัน พร้อมทั้งช่วงการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์

	pH range for color change									
	0	2	4	6	8	10	12	14		
Methyl violet	Yellow		Violet							
Thymol blue	Red		Yellow		Yellow		Blue			
Methyl orange		Red		Yellow						
Methyl red			Red		Yellow					
Bromthymol blue				Yellow		Blue				
Phenolphthalein					Colorless		Pink			
Alizarin yellow R						Yellow		Red		

รูปที่ 9.5 ช่วงการเปลี่ยนสีของ indicators ชนิดต่างๆ

อินดิเคเตอร์แต่ละชนิดจะมีช่วงการเปลี่ยนสีที่แตกต่างกัน นอกจากนี้ยังมีที่นิยมใช้อีกชนิดคือ universal indicator ที่มีช่วงการเปลี่ยนสีหลายสีที่ pH ต่างๆ กัน ดังรูปที่ 9.6 ที่สามารถบอกช่วง pH ของสารประกอบได้แคบลง

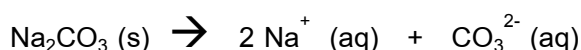


รูปที่ 9.6 ช่วงการเปลี่ยนสีและสีของ universal indicators ของสารต่างๆ

9.6 เกลือ (Salts)

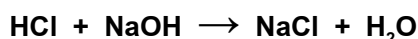
เกลือ (Salts) เป็นสารประกอบที่มีอยู่ในธรรมชาติ จัดเป็นสารประกอบไอออนิก เมื่อถูกละลายจะเกิดไอออนบวกและไอออนลบ เกิดการแตกตัว (Ionization) เกลือแกงหรือโซเดียมคลอไรด์ เป็นเกลือที่รู้จักกันดี

เช่น $\text{NaCl (s)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{(aq)} + \text{Cl}^- \text{(aq)}$

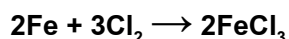
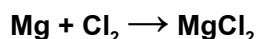


เกลือเตรียมได้จากสารประกอบที่มีไฮโดรเจนไอออนกับไอออนบวกของสารอื่น มีวิธีการเตรียมได้ 3 วิธี :

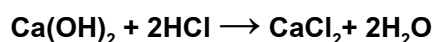
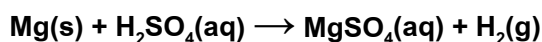
1. ปฏิกริยาสะเทิน (neutralization) ของกรดและเบส เมื่อกรดและเบสทำปฏิกิริยากัน ได้ผลิตภัณฑ์เป็นเกลือกับน้ำ เช่น โซเดียมไฮดรอกไซด์กับกรดไฮโดรคลอริก จะได้เกลือโซเดียมคลอไรด์ กับน้ำ



2. ปฏิกริยาของโลหะกับโลหะ เกลือเกิดได้จากการทำปฏิกิริยาโดยตรงของโลหะและโลหะ เช่น โลหะแมกนีเซียมทำปฏิกิริยากับก๊าซคลอรีนได้เกลือแมกนีเซียมคลอไรด์



3. ปฏิกริยาของโลหะหรือโลหะออกไซด์กับกรด เมื่อโลหะออกไซด์ทำปฏิกิริยากับกรด จะได้สารผลิตภัณฑ์เป็นเกลือ เช่น แคลเซียมออกไซด์ทำปฏิกิริยากับกรดไฮโดรคลอริก ได้เกลือแคลเซียมคลอไรด์



น้ำทะเลเป็นแหล่งที่ให้เกลือหลายชนิด ดังในตารางที่ 9.1

ตารางที่ 9.1 เกลือชนิดต่างๆ ที่พบในน้ำทะเล

salt in saltwater	formula	percentage in saltwater
sodium chloride	NaCl	(2.72 %)
magnesium chloride	MgCl ₂	(0.38%)
magnesium sulfate	MgSO ₄	(0.17 %)
calcium sulfate	CaSO ₄	(0.13 %)
potassium chloride	KCl	(0.09 %)
calcium carbonate	CaCO ₃	(0.01 %)
magnesium bromide	MgBr ₂	(0.01 %)

ที่มา : <http://www.sciencebyjones.com/salts.htm>

9.7 การละลายของเกลือ (Solubility of Salts)

เกลือไม่ทุกชนิดที่ละลายน้ำได้ บางตัวละลายได้ดี บางตัวละลายได้น้อย และบางตัวก็ไม่ละลายเลย ดังตารางที่ 9.2

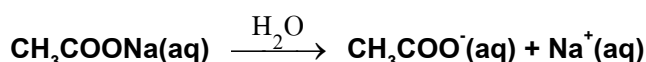
ตารางที่ 9.2 การละลายของเกลือชนิดต่างๆ

substance	solubility	example	formula	exceptions
most sodium, potassium and ammonium salts	soluble	sodium chloride	NaCl	
all nitrates	soluble	lead nitrate	PbNO ₃	none
most ethanoates	soluble	sodium ethanoate	CH ₃ COONa	
most chlorides	soluble	copper chloride	CuCl ₂	silver chloride AgCl, lead chloride PbCl ₂
most sulfates	soluble	magnesium sulfate	MgSO ₄	lead sulfate PbSO ₄ , barium sulfate BaSO ₄ , calcium sulfate CaSO ₄
carbonates	insoluble	calcium carbonate	CaCO ₃	sodium carbonate Na ₂ CO ₃ , potassium carbonate K ₂ CO ₃ , ammonium carbonate (NH ₄) ₂ CO ₃
hydroxides	insoluble	iron III hydroxide	Fe(OH) ₃	sodium hydroxide NaOH, potassium hydroxide KOH, ammonium hydroxide NH ₄ OH

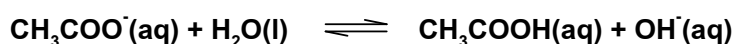
ที่มา : <http://www.wbateman.demon.co.uk>

ปฏิกิริยาของเกลือกับน้ำ เรียกว่า **ปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสของเกลือ** เมื่อเกลือทำปฏิกิริยากับน้ำ แล้วเกิดสารใหม่ คือ เกิด H_3O^+ หรือ OH^- ทำให้สารละลายที่เกิดขึ้นแสดงสมบัติเป็นกรดหรือเป็นเบส สามารถแบ่งปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสของเกลือได้ดังนี้

1. ปฏิกิริยาระหว่างเกลือของเบสแก่-กรดอ่อนกับน้ำ เช่น CH_3COONa เป็นเกลือที่เกิดจากการด CH_3COOH ซึ่งเป็นกรดอ่อนกับเบสแก่ NaOH เกลือ CH_3COONa เมื่อละลายน้ำแตกตัวได้ดังนี้

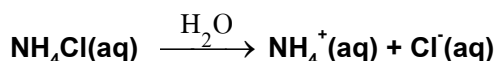


Na^+ เป็นไอออนที่มาจากกรดแก่ไม่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส ส่วน CH_3COO^- เป็นไอออนที่มาจากกรดอ่อนเกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสดังสมการ

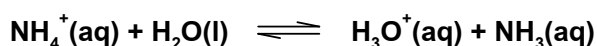


การละลายน้ำของสารละลายเกลือชนิดนี้จะมีสมบัติเป็นเบส เนื่องจากมี OH^- ในการละลาย

2. ปฏิกิริยาระหว่างเกลือของเบสอ่อน-กรดแก่กับน้ำ เช่น NH_4Cl เป็นเกลือที่เกิดจากการดแก่ HCl กับเบสอ่อน NH_3 เกลือชนิดนี้เมื่อนำไปละลายน้ำจะแตกตัว ดังสมการ

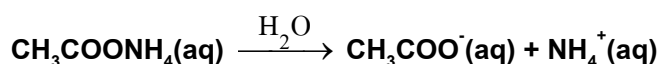


Cl^- เป็นไอออนที่มาจากกรดแก่ ไม่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสกับน้ำ สารละลายมีสมบัติเป็นกลาง $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ ส่วน NH_4^+ เป็นไอออนที่มาจากเบสอ่อนเกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส ดังสมการ

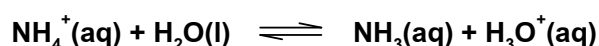
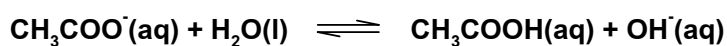


สารละลายที่เกิดขึ้นมีปริมาณ H_3O^+ เพิ่มขึ้น ทำให้สารละลายมีความเข้มข้นของ H_3O^+ มากกว่า OH^- สารละลายจึงมีสมบัติเป็นกรด

3. ปฏิกิริยาระหว่างเกลือของกรดอ่อน-เบสอ่อนกับน้ำ เช่น $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ เป็นเกลือที่เกิดจากการดอ่อน CH_3COOH กับเบสอ่อน NH_3 เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวได้ดังสมการ



ไอออนที่เกิดจากการแตกตัวของเกลือชนิดนี้ สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสได้ทั้งไอออนบวกและไอออนลบ ดังนี้



ไอออนที่เกิดจากปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสของเกลือชนิดนี้มีทั้ง H_3O^+ และ OH^- ดังนั้นการที่จะบอกว่าสารละลายที่เกิดขึ้นมีสมบัติเป็นกรด เบส หรือกลาง จะต้องพิจารณาความสามารถในการแตกตัวของทั้งสองสมการ คือต้องพิจารณาจากค่า K_a ของกรด และ K_b ของเบส

สารละลายจะมีสภาพเป็นกรดหรือเบสพิจารณาได้ดังตารางนี้

ชนิดของกรด	ชนิดของเบส	ชนิดของเกลือ	pH ของสารละลาย
กรดแก่	เบสแก่	เกลือกลาง	= 7 เสมอไม่ว่า [เกลือ] จะเป็นเท่าใด
กรดแก่	เบสอ่อน	เกลือกรด	< 7 ขึ้นกับ [เกลือ]
กรดอ่อน	เบสแก่	เกลือเบส	> 7 ขึ้นกับ [เกลือ]
กรดอ่อน	เบสอ่อน	เกลือกลาง	= 7 (ถ้า $K_a = K_b$)
		เกลือกรด	< 7 (ถ้า $K_a = K_b$)
		เกลือเบส	> 7 (ถ้า $K_a = K_b$)

ตารางที่ 9.3 สมบัติของสารละลายของเกลือบางชนิดในน้ำ

Salt Solution (Examples)	pH	Nature of Ions	Ion That Reacts with Water	
Neutral [NaCl, KBr, Ba(NO ₃) ₂]	7.0	Cation of strong base Anion of strong acid	None	
Acidic [NH ₄ Cl, NH ₄ NO ₃ , CH ₃ NH ₃ Br]	<7.0	Cation of weak base Anion of strong acid	Cation	
Acidic [Al(NO ₃) ₃ , CrCl ₃ , FeBr ₃]	<7.0	Small, highly charged cation Anion of strong acid	Cation	
Basic [CH ₃ COONa, KF, Na ₂ CO ₃]	>7.0	Cation of strong base Anion of weak acid	Anion	

9.8 ประโยชน์ของเกลือ (Uses of Salts)

เกลือเป็นสารประกอบที่จำเป็นสำหรับร่างกาย ทำให้ระบบเมตาบอลิซึมทำงานได้อย่างปกติ ประโยชน์ของเกลือในร่างกาย

- เกลือของเหล็ก ใช้ในกระบวนการสร้างฮีโมโกลบิน
- เกลือของไอโอดีน ช่วยในการทำงานของต่อมไทรอยด์
- เกลือของแคลเซียมและฟอสฟอรัส ใช้สร้างกระดูกและฟัน
- เกลือของโซเดียมและโพแทสเซียม ช่วยปรับสมดุลย์ในร่างกาย

นอกจากนี้แล้วยังมีเกลืออีกหลายชนิดในร่างกายที่ช่วยในระบบประสาทและเซลล์กล้ามเนื้อ ช่วยควบคุมการเต้นของหัวใจ

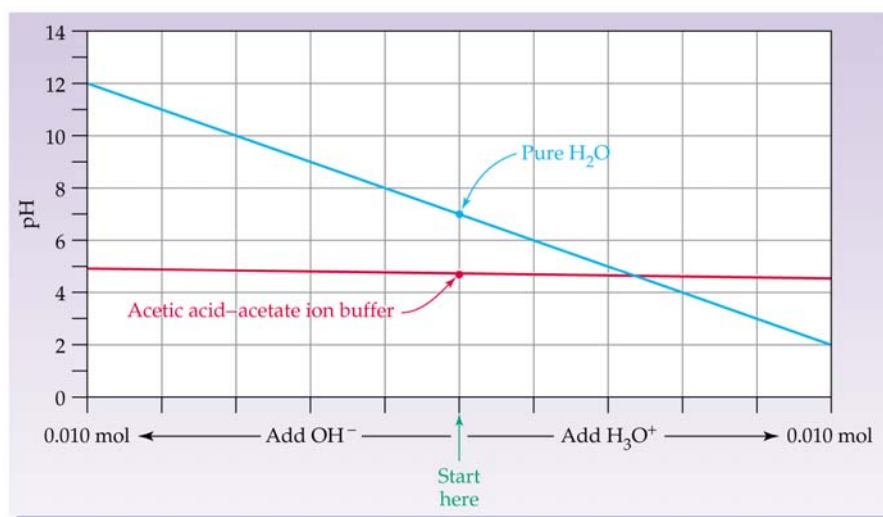
นอกจากในร่างกายแล้ว เกลือยังใช้ประโยชน์ได้อีกหลายด้าน เช่น แบเรียมซัลเฟต ใช้ในการถ่ายเอ็กซเรย์ระบบทางเดินอาหาร

ตารางที่ 9.4 ประโยชน์ของเกลือบางชนิด

ชื่อของเกลือ	สูตร	ประโยชน์
ammonium chloride	NH_4Cl	ใช้เป็นอิเล็กโทรไลต์ในเซลล์แห้ง
sodium bicarbonate	NaHCO_3	ใช้ในการผลิตแป้งทำขนม และในโรงงานผลิตแก้ว
sodium chloride	NaCl	สำหรับปรุงอาหาร ถนอมอาหาร และปรับสมดุลย์ในร่างกาย
calcium chloride	CaCl_2	ใช้ดูดความชื้น และใช้เป็นส่วนประกอบในสารทำให้แข็งตัว
silver bromide	AgBr	ในการผลิตฟิล์ม
potassium nitrate	KNO_3	ใช้ทำระเบิดและผลิตปุ๋ย
sodium nitrate	NaNO_3	ทำปุ๋ย และเป็นแหล่งของกรดไนตริก
silver nitrate	AgNO_3	ใช้ทำยาฆ่าเชื้อ
calcium carbonate	CaCO_3	ใช้ทำยาแก้ท้องเฟ้อ

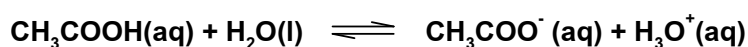
9.9 สารละลายบัฟเฟอร์ (Buffer solutions)

สารละลายบัฟเฟอร์ คือสารละลายที่ควบคุม pH ไม่ให้เปลี่ยนแปลงมากนักเมื่อเติมกรดแก่ หรือเบสแก่ลงไปเล็กน้อย ดังรูปที่ 9.7 สารละลายบัฟเฟอร์ประกอบด้วยกรดอ่อน กับคู่เบสของกรดอ่อนนั้น เรียกว่าบัฟเฟอร์กรด เช่น สารละลายบัฟเฟอร์ระหว่างกรด CH_3COOH กับ CH_3COO^- (สารละลายบัฟเฟอร์ที่มี $\text{pH} < 7$) หรือสารละลายผสมของเบสอ่อน กับคู่กรดของเบสอ่อนนั้น เรียกว่าบัฟเฟอร์เบส เช่น สารละลายบัฟเฟอร์ระหว่างสารละลาย NH_3 กับ NH_4^+ (เป็นสารละลายบัฟเฟอร์ที่มี $\text{pH} > 7$)



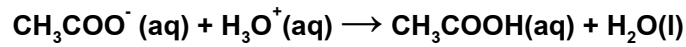
รูปที่ 9.7 เปรียบเทียบค่า pH ของสารละลายบัฟเฟอร์กับน้ำ เมื่อเติมเบสแก่และกรดแก่

สารละลายบัฟเฟอร์สามารถควบคุม pH ได้ดังนี้ เช่น สารละลายผสมระหว่าง CH_3COOH กับ CH_3COO^-



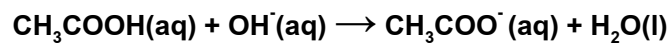
ในสารละลายผสมจะประกอบด้วย CH_3COOH และ CH_3COO^- จำนวนมาก เนื่องจาก CH_3COOH เป็นกรดอ่อนจึงแตกตัวได้เล็กน้อย ทำให้ในสารละลายมี CH_3COOH อยู่ มาก ขณะเดียวกัน CH_3COO^- ก็มีมากเช่นเพราะส่วนหนึ่งเป็นสารละลายผสม อีกส่วนหนึ่งเกิดจากการแตกตัวของกรดอ่อน

เมื่อเติมกรดแก่ลงในสารละลายบัฟเฟอร์ H_3O^+ จากสารละลายกรดจะถูก ควบคุมโดยทำปฏิกิริยากับ CH_3COO^- เกิดปฏิกิริยาดังสมการ

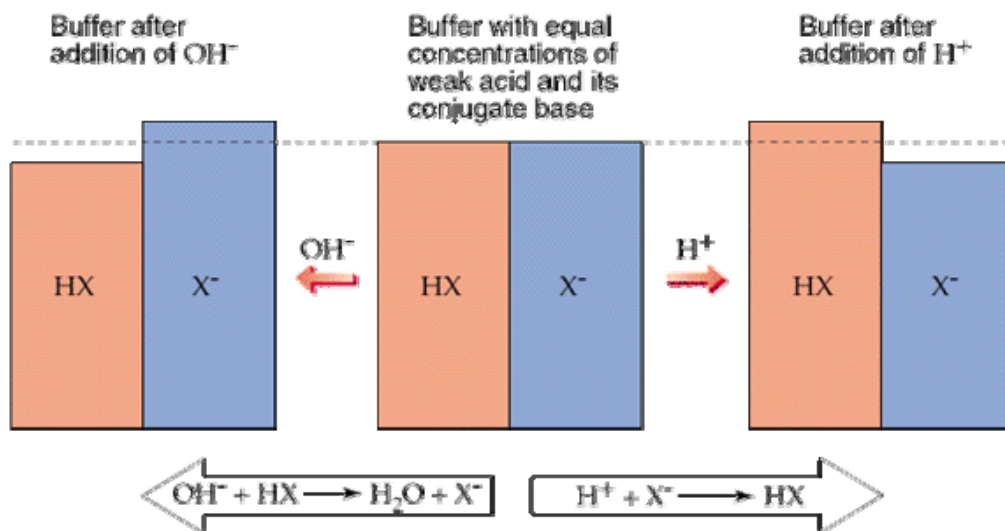


ดังนั้นความเข้มข้นของ H_3O^+ ในสารละลายจึงเปลี่ยนแปลงไปน้อยมาก ทำให้ pH เปลี่ยนไปเล็กน้อยจนถือว่าไม่เปลี่ยนแปลง ดังรูปที่ 9.8

และเมื่อเติมเบสแก่ลงไปในสารละลายบัฟเฟอร์ OH^- จากสารละลายเบสจะถูกควบคุมโดยทำปฏิกิริยากับ CH_3COOH เกิดปฏิกิริยาดังสมการ

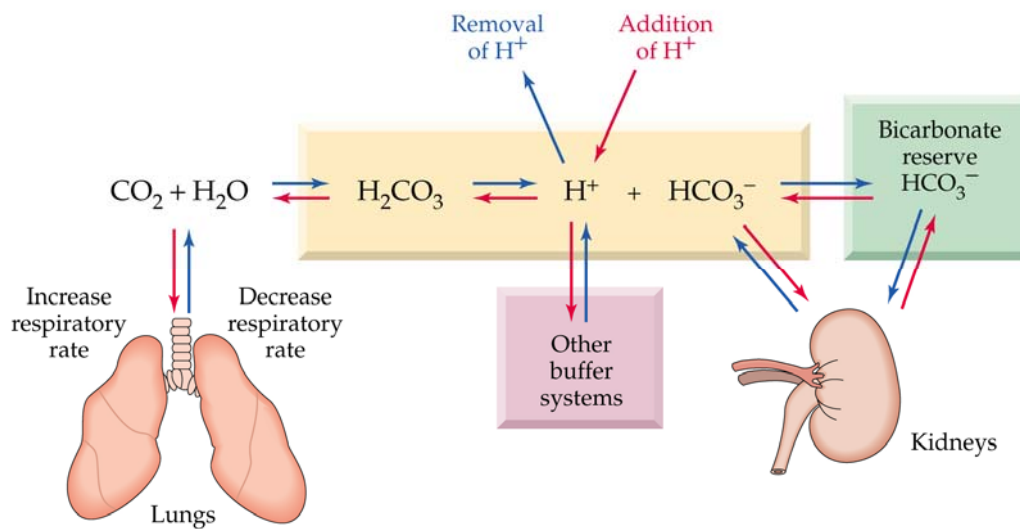


ดังนั้นความเข้มข้นของ H_3O^+ ในสารละลายจึงเปลี่ยนแปลงไปน้อยมาก ทำให้ pH เปลี่ยนไปเล็กน้อยจนถือว่าไม่เปลี่ยนแปลง ดังรูปที่ 9.8



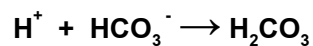
รูปที่ 9.8 สารละลายบัฟเฟอร์ (a) เมื่อเติมเบสแก่ (b) เมื่อเติมกรดแก่

ในร่างกายมักพบว่าสารที่อยู่ภายในร่างกายเป็นบัฟเฟอร์ ทั้งนี้เพื่อรักษาระดับ pH นั้นเอง ดังเช่นในปอดและไตจะมีบัฟเฟอร์อยู่ คือ ไบคาร์บอเนตบัฟเฟอร์ ซึ่งประกอบด้วย กรดคาร์บอนิก (H_2CO_3) กับไบคาร์บอเนต (HCO_3^-) เมื่อมีกรดแก่ (H^+) เข้าสู่ระบบ ซึ่งอาจเข้ามาทางกระแสเลือด จะเกิดปฏิกิริยา ดังรูปที่ 9.9



รูปที่ 9.9 การใช้บัฟเฟอร์ในร่างกายปรับระดับ pH

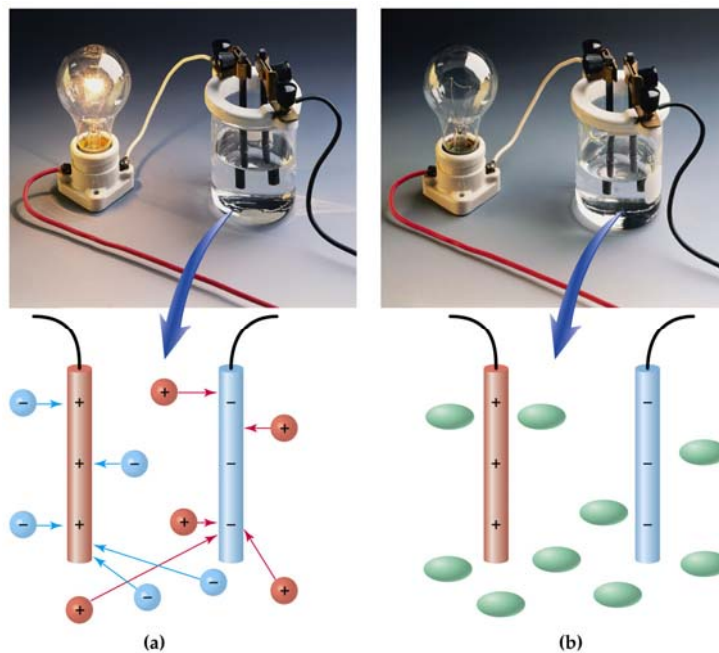
H^+ ของกรดจะถูกควบคุมโดยทำปฏิกิริยากับ HCO_3^- เกิดปฏิกิริยา ดังสมการ



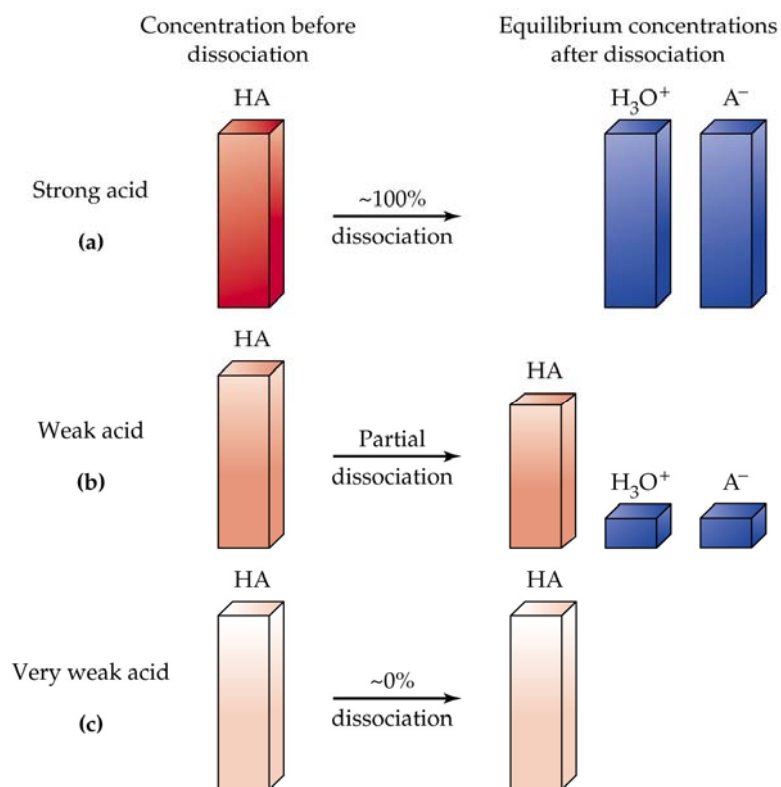
ในร่างกายถ้ามีความเป็นกรดมาก จะมีวิธีการกำจัดปริมาณของกรดได้

9.10 อิเล็กโทรไลต์และนอนอิเล็กโทรไลต์ (Electrolyte and Non-electrolyte)

สารอิเล็กโทรไลต์ (Electrolyte) เป็นสารประกอบที่สามารถนำไฟฟ้าได้เมื่อเป็นสารละลายแล้วแตกตัวเป็นไอออน ส่วนสารที่ละลายน้ำแล้วไม่เกิดเป็นไอออนไม่สามารถนำไฟฟ้าได้เรียกว่า สารนอนอิเล็กโทรไลต์ (Non-electrolyte) ดังรูปที่ 9.10 (a) สารละลายโซเดียมคลอไรด์ สามารถนำไฟฟ้าได้ จัดเป็นสารละลายอิเล็กโทรไลต์ (b) สารละลายน้ำตาลไม่นำไฟฟ้า จัดเป็นสารละลายนอนอิเล็กโทรไลต์

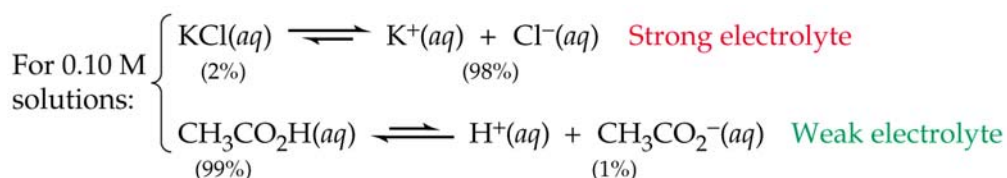


รูปที่ 9.10 การนำไฟฟ้าของ (a) สารละลายกลีโอะไซด์มคลอไรด์ (b) สารละลายน้ำตาล



รูปที่ 9.11 แสดงการแตกตัวของกรดแก่ กรดอ่อนและกรดอ่อนมาก

จากรูปที่ 9.11 และ 9.12 แสดงการแตกตัวของสารอิเล็กโทรไลต์ ซึ่งแบ่งออกเป็น อิเล็กโทรไลต์แก่ (Strong electrolyte) ซึ่งหมายถึงสารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวเป็นไอออนได้หมดร้อยเปอร์เซ็นต์หรือเกือบร้อยเปอร์เซ็นต์ และอิเล็กโทรไลต์อ่อน (Weak electrolyte) หมายถึงสารที่แตกตัวได้น้อยมากแตกตัวได้ไม่หมดร้อยเปอร์เซ็นต์



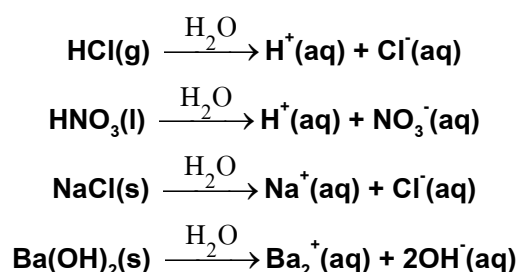
รูปที่ 9.12 แสดงเปอร์เซ็นต์การแตกตัวของเกลือและกรดอ่อน

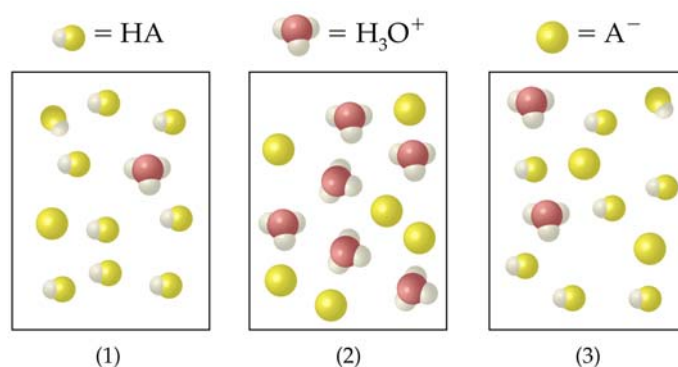
สารประกอบของเกลือส่วนใหญ่จัดเป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ ส่วนกรดและเบสมีทั้งชนิดที่เป็นอิเล็กโทรไลต์แก่และอิเล็กโทรไลต์อ่อน ดังตัวอย่างในตารางที่ 9.5

ตารางที่ 9.5 แสดงตัวอย่างอิเล็กโทรไลต์แก่และอิเล็กโทรไลต์อ่อนบางชนิด

ประเภทของสาร	อิเล็กโทรไลต์แก่	อิเล็กโทรไลต์อ่อน
กรด	HCl, HBr, HI HClO ₃ , HBrO ₃ , HIO ₃ , HClO ₄ HNO ₃ , H ₂ SO ₄	HBO ₂ , HCN, HCNO, HClO H ₂ S, H ₂ SO ₃ , H ₃ PO ₄ , H ₃ AsO ₄ HF, HNO ₂ , H ₂ CO ₃ , H ₂ SiO ₃ , H ₃ BO ₃ กรดอินทรีย์
เบส	LiOH, NaOH, KOH Ba(OH) ₂ , Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂	NH ₃ เบสอินทรีย์
เกลือ	เกลือส่วนใหญ่	เกลือเฮไลต์, ไฮยาไนต์ และไทโอไฮยาเนตของ Zn และ Cd

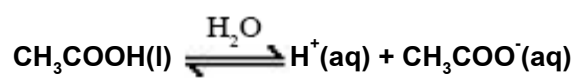
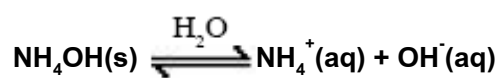
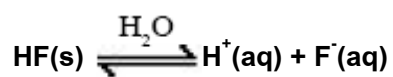
สมการการแตกตัวของสารอิเล็กโทรไลต์แก่ในน้ำเป็นดังนี้





รูปที่ 9.13 แสดงการแตกตัวของกรดอ่อน (HA) ที่แตกตัวเป็น A^- น้อยมาก

จากรูปที่ 9.13 จะพบว่ากรดอ่อน (HA) กับน้ำ เมื่อเวลาผ่านไปถึงสมดุลจะมีปฏิกิริยาไปข้างหน้าและย้อนกลับ ดังสมการการแตกตัวของสารอิเล็กโทรไลต์อ่อนในน้ำเป็นดังนี้



สำหรับสารที่เป็นนอนอิเล็กโทรไลต์ ได้แก่ น้ำตาล เอทิลแอลกอฮอล์ น้ำ เป็นต้น