## สารละลาย (Solution)

- ชนิดของสารละลาย
- ความเข้มข้นของสารละลาย
- กรด-เบส

1

## สารละลาย (Solution)

สารละลาย หมายถึง สารเนื้อเดียวที่มีสารตั้งแต่สองชนิดขึ้นไปมารวมกัน ประกอบด้วย ตัวทำละลายและตัวถูกละลาย

ส่วนประกอบที่มีปริมาณมากกว่า
⇨ ตัวทำละลาย (**solvent**)

ส่วนประกอบที่มีปริมาณน้อยกว่า
⇨ ตัวถูกละลาย (**solute**)

ตัวอย่างเช่น
น้ำเกลือ ทิงเจอร์ไอโอดีน น้ำเชื่อม เป็นต้น

2

## สารละลาย (Solution)

**สมบัติของสารละลาย**

- แยกส่วนประกอบออกจากกันได้โดยการกลั่น
- การระเหย การตกผลึก การแพร่ของแก๊ส
- มีเนื้อเดียว
- สมบัติเหมือนกันทุกส่วน
- d เท่ากันทุกส่วน ($d = m/v$)

3

## 1. ชนิดของสารละลาย

โดยทั่วไปแบ่งได้เป็น 3 ชนิด คามสถานะคือ สารละลายแก๊ส ของเหลว ของแข็ง รวมเป็น 9 ชนิด

**ตารางที่ 1 ชนิดของสารละลาย**

| สารละลาย | ชนิดของสารละลายในแต่ละสถานะ | ตัวอย่าง |
|---|---|---|
| แก๊ส | แก๊สในแก๊ส<br>ของเหลวในแก๊ส<br>ของแข็งในแก๊ส | อากาศ<br>อากาศชื้น<br>$I_2$ในอากาศ |
| ของเหลว | แก๊สในของเหลว<br>ของเหลวในของเหลว<br>ของแข็งในของเหลว | $CO_2$ ในน้ำ<br>Alcohol ในน้ำ<br>น้ำเกลือ |
| ของแข็ง | แก๊สในของแข็ง<br>ของเหลวในของแข็ง<br>ของแข็งในของแข็ง | $H_2$ใน Pd<br>Hg ใน Ag<br>Cu ใน Zn (โลหะเจือ) |

4

4

## 2. ความเข้มข้นของสารละลาย

หมายถึง ปริมาณของตัวถูกละลายที่มีอยู่ในสารละลาย การบอกความเข้มข้นของสารละลายมีหลายวิธีดังนี้

1. ร้อยละของตัวถูกละลาย
2. ส่วนในล้านส่วน
3. โมลาริตี
4. นอร์มาลลิตี
5. ฟอร์มาลลิตี้
6. โมแลลิตี้
7. เศษส่วนโมล



5

## 2. ความเข้มข้นของสารละลาย

**1. ร้อยละของตัวถูกละลาย**

**1.1 ร้อยละโดยมวล** (percent by weight)

คือ ปริมาณมวลของตัวถูกละลายในมวลของสารละลาย 100 หน่วยมวล

$$\%w/w = \frac{\text{weight of solute}}{\text{weight of solution}} \times 100$$

6

## 2. ความเข้มข้นของสารละลาย

**1.2 ร้อยละโดยปริมาตร** (percent by volume)

คือ ปริมาตรของตัวถูกละลายในสารละลายปริมาตร 100 หน่วยปริมาตร

นิยมใช้กับสารละลายที่เป็นของเหลว เช่น สารละลายแอลกอฮอล์เข้มข้นร้อยละ 20 โดยปริมาตร

หมายความว่าสารละลายนี้ 100 ลูกบาศก์เซนติเมตรจะมีแอลกอฮอล์ละลายอยู่ 20 ลูกบาศก์เซนติเมตร

$$\%v/v = \frac{\text{volume of solute}}{\text{volume of solution}} \times 100$$

7

## 2. ความเข้มข้นของสารละลาย

**1.3 ร้อยละโดยมวลต่อปริมาตร** (percent by weight to volume)

คือ ปริมาณของตัวถูกละลายในปริมาตรของสารละลาย 100 หน่วยปริมาตร

โดยทั่วไปถ้ามวลของตัวถูกละลายมีหน่วยเป็นกรัม ปริมาตรของสารละลายจะมีหน่วยเป็นลูกบาศก์เซนติเมตร

และถ้ามวลของตัวถูกละลายมีหน่วยเป็นกิโลกรัม ปริมาตรของสารละลายจะมีหน่วยเป็นลูกบาศก์เดซิเมตร

หรือลิตร หน่วยมวลและหน่วยปริมาตรต้องให้สอดคล้องกันด้วย

$$\%w/v = \frac{\text{weight of solute}}{\text{volume of solution}} \times 100$$



8

## ตัวอย่างการคำนวณ

*Ex* ถ้าต้องการเตรียมสารละลาย $BaCl_2$ เข้มข้น 12% โดยน้ำหนัก ปริมาณ 50 g จากเกลือ $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ จะเตรียมได้อย่างไร

**วิธีคิด** $BaCl_2$ เข้มข้น 12% โดยน้ำหนัก หมายถึง สารละลายหนัก 100 g. มี $BaCl_2$ ละลายอยู่ 12 g.

สารละลายหนัก 50 g. มี $BaCl_2$ ละลายอยู่ = 6 g.

ถ้าต้องการ $BaCl_2$ 208.3 g. ต้องใช้ $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ 244.3 g.

ดังนั้น เมื่อต้องการ $BaCl_2$ 6 g. ต้องใช้ $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ $= \frac{244.3 \text{ g} \times 6 \text{ g}}{208.3 \text{ g}}$

$= 7.04$ g.

**ดังนั้น ต้องใช้ $BaCl_2.2H_2O$ หนัก 7.04 g. ละลายในน้ำ 42.96 g.**
**จึงจะได้สารละลาย $BaCl_2$ เข้มข้น 12% โดยน้ำหนัก ปริมาณ 50 g.**

9

9

## 2. ความเข้มข้นของสารละลาย

**2. ส่วนในล้านส่วน (parts per million; ppm)**

เป็นหน่วยที่บอกมวลของตัวถูกละลายที่ละลายอยู่ในสารละลาย 1 ล้านหน่วยมวลเดียวกัน ซึ่งเป็นหน่วยความเข้มข้นของสารละลายที่เจือจางมาก ๆ หรืออาจใช้แสดงปริมาณของสิ่งเจือปนที่มีอยู่ในสารเคมีที่บริสุทธิ์ต่าง ๆ

$$ppm = \frac{\text{weight of solute}}{\text{weight of solution}} \times 10^6$$

เช่น ในแหล่งน้ำแห่งหนึ่งมีสารตะกั่วปนเปื้อนอยู่ 0.2 ppm หมายความว่า น้ำในแหล่งน้ำนั้น 1 ล้านกรัม มีตะกั่วละลายอยู่ 0.2 กรัม

10

10

## 2. ความเข้มข้นของสารละลาย

**3. โมลาริตี หรือ โมลต่อลูกบาศก์เดซิเมตร (mol/dm$^3$ หรือ mol/l)**

เป็นหน่วยที่บอกจำนวนโมลของตัว ถูกละลายในสารละลาย 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร หน่วยความเข้มข้นเป็นโมลต่อลูกบาศก์เดซิเมตรอาจเรียกย่อได้เป็นโมลาร์ (Molar) ใช้สัญลักษณ์ M

$$M = \frac{\text{moles of solute}}{\text{volume of solution (L)}}$$

11

11

***Ex*** **สารละลาย $H_2SO_4$ เข้มข้น 27% โดยน้ำหนัก และมีความหนาแน่น 1.198 g/cm$^3$ จะมีความเข้มข้นกี่โมลาร์ (น้ำหนักอะตอมของ S = 32, O = 16.0)**

วิธีทำ จากค่าความหนาแน่น สารละลาย 1.198 g มีปริมาตร 1 cm$^3$

ถ้าสารละลายหนัก 100 g จะมีปริมาตร $= \frac{100 \text{ g} \times 1 \text{ cm}^3}{1.198 \text{ g}} = 83.472 \text{ cm}^3$

จากโจทย์ $H_2SO_4$ เข้มข้น 27%w/w แสดงว่าสารละลาย 100 g มี $H_2SO_4$ อยู่ 27 g

ในสารละลาย 83.472 cm$^3$ จะมี $H_2SO_4$ อยู่ 27 g $= \frac{27 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0.28$ mol

ถ้าสารละลาย 1000 cm$^3$ (1 dm$^3$) จะมี $H_2SO_4 = 1000 \text{ cm}^3 \times \frac{0.28 \text{ mol}}{83.472 \text{ cm}^3} = 3.30$ mol

12

12

## 2. ความเข้มข้นของสารละลาย

### 4. นอร์มาลลิตี (Normality)

- หมายถึง จำนวนกรัมสมมูลของตัวถูกละลายที่ละลายอยู่ในสารละลาย 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร
- หน่วยคือ นอร์มอล (Normal, N)
- เช่น สารละลายกรด HCl เข้มข้น 1 นอร์มาล หมายถึงสารละลาย HCl 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร มี HCl ละลายอยู่ 1 กรัมสมมูล ซึ่งคิดเป็นน้ำหนัก 36.5 กรัม

$$N = \frac{\text{จำนวนกรัมสมมูล}}{\text{สารละลาย 1 dm}^3}$$

$$\text{จำนวนกรัมสมมูล} = \frac{\text{น้ำหนัก (กรัม)}}{\text{น้ำหนักกรัมสมมูล (กรัม)}}$$

13

13

## จำนวนกรัมสมมูล

จำนวนกรัมสมมูล = กรัมของสาร/กรัมสมมูล

เช่น $H_2SO_4$ 98 กรัม มีจำนวนกรัมสมมูล = 98/49 = 2

แสดงเป็นความสัมพันธ์ได้ว่า

กรัมสูตร = n*กรัมสมมูล

ปกติค่า n เราจะดูจากสูตรเคมีของสารและปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น โดย

1. หากเป็นสารไอออนิก n มาจากการนำเลขห้อยระหว่างไอออนบวกกับลบมาคูณกัน
เช่น $Al_2(SO_4)_3$ n คือ 2*3=6
2. หากเป็นกรดหรือเบส n ให้ดูจำนวน H หรือ OH ที่แตกตัวได้
เช่น $H_2SO_4$ = 2 NaOH = 1
3. หากสารนั้นเกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ n คือจำนวนเลขออกซิเดชั่นที่เปลี่ยนไปของสารนั้น
เช่น $Mg + 2Ag^+ \longrightarrow 2Ag + Mg2+$

เลขออกซิเดชั่นของ Mg เปลี่ยนไป 2 ดังนั้น n ของ Mg คือ 2 ส่วนของ $Ag^+$ คือ 1

14

14

น้ำหนักกรัมสมมูลของสาร สามารถหาได้โดย **น้ำหนักกรัมสมมูลของกรด** : **น้ำหนักเป็นกรัมของกรดที่สามารถให้ $H^+$ ได้ 1 โมล** เช่น HCl 1 โมล ซึ่งหนัก 36.5 กรัม สามารถให้ $H^+$ 1 โมล

น้ำหนักกรัมสมมูลของ HCl จึงเท่ากับ $\frac{36.5}{1}$ = 36.5 กรัม

และ $H_2SO_4$ ซึ่งหนัก 98 กรัม สามารถให้ $H^+$ 2 โมล

น้ำหนักกรัมสมมูลของ $H_2SO_4$ จึงเท่ากับ $\frac{98}{2}$ = 49 กรัม

$$\text{น้ำหนักกรัมสมมูลของกรด} = \frac{\text{มวลโมเลกุลของกรด}}{\text{จำนวนโมลของ } H^+ \text{ ที่แตกตัว}}$$

15

15

***น้ำหนักกรัมสมมูลของเบส*** : **น้ำหนักเป็นกรัมของเบสที่สามารถให้ $OH^-$ 1 โมล หรือรับ $H^+$ 1 โมล**

เช่น NaOH 1 โมล ซึ่งหนัก 40 กรัม สามารถให้ $OH^-$ 1 โมล น้ำหนักกรัมสมมูลของ NaOH จึงเท่ากับ $\frac{40}{1}$ = 40 กรัม และ $Ca(OH)_2$ 1 โมล ซึ่งหนัก 74 กรัม สามารถให้ $OH^-$ 2 โมล น้ำหนักกรัมสมมูลของ $Ca(OH)_2$ จึงเท่ากับ $\frac{74}{2}$ = 37 กรัม

***น้ำหนักกรัมสมมูลของเกลือ*** : **น้ำหนักเป็นกรัมของเกลือที่สามารถให้ประจุบวกหรือประจุลบ 1 โมล**

เช่น NaCl 1 โมล ซึ่งหนัก 58.5 กรัม สามารถให้ $Na^+$ 1 โมล หรือ $Cl^-$ 1 โมล NaCl จึงมีน้ำหนักกรัมสมมูล $\frac{58.5}{1}$ = 58.5 กรัม

หรือ $AlCl_3$ 1 โมล ซึ่งหนัก 133.5 กรัม สามารถให้ $Al^{3+}$ 1 โมล (ประจุบวก 3 โมล) หรือ $Cl^-$ 3 โมล (ประจุลบ 3 โมล) จึงมีน้ำหนักกรัมสมมูล $\frac{133.5}{3}$ = 44.5 กรัม

16

16

***น้ำหนักกรัมสมมูลของสารที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน*** : เป็นปริมาณของสารที่ให้หรือรับอิเล็กตรอน 1 โมล

- ตัวรีดิวซ์ 1 กรัมสมมูล จะให้อิเล็กตรอน 1 โมล
- ตัวออกซิไดส์ 1 กรัมสมมูล จะรับอิเล็กตรอน 1 โมล
- ตัวรีดิวซ์ 1 กรัมสมมูลจะทำปฏิกิริยาพอดีกับตัวออกซิไดส์ 1 กรัมสมมูล (ตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดส์จะทำปฏิกิริยาพอดีด้วยจำนวนกรัมสมมูลที่เท่ากัน)

น้ำหนักกรัมสมมูลของตัวออกซิไดส์หรือตัวรีดิวซ์ = $\frac{\text{น้ำหนักกรัมสูตร (กรัม)}}{\text{จำนวนเลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนไปต่อ 1 สูตร}}$

17

17

- เช่น เมื่อ $KMnO_4$ ถูกรีดิวซ์เป็น $Mn^{2+}$

$$KMnO_4 + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+}$$

เลขออกซิเดชันของ Mn เปลี่ยนจาก +7 ใน $KMnO_4$ เป็น +2 ใน $Mn^{2+}$

$KMnO_4$ 1 โมล รับอิเล็กตรอน 5 โมล

$KMnO_4$ 1 กรัมสมมูล = $KMnO_4$ 1/5 โมล = 158/5 กรัม = 31.6 กรัม

น้ำหนักกรัมสมมูลของ $KMnO_4$ = 31.6 กรัม

- $KMnO_4$ เข้มข้น 1 นอร์มาล มี $KMnO_4$ ละลายอยู่ 1 กรัมสมมูล หรือ 1/5 โมล ในสารละลาย 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร

18

18

นอร์มาลิตี และโมลาลิตี มีความสัมพันธ์กัน ดังนี้

$$\mathbf{N = nM}$$

เมื่อ n = จำนวนอิเล็กตรอนที่รับหรือให้ต่อสาร 1 โมล ในปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน

เช่น กรณี $KMnO_4$ ถูกรีดิวซ์เป็น $Mn^{2+}$ n มีค่าเท่ากับ 5 ดังนั้น สารละลาย $KMnO_4$ 1 นอร์มาล คือ สารละลาย 0.20 โมลาร์

( N = nM) 1 = 5M

M = 1/5 = 0.20 โมลาร์

19

19

***Ex*** $HNO_3$ **7.88 g ในสารละลาย 1 dm$^3$ (N = 14, O = 16.0, Na = 23.0)**

<u>วิธีทำ</u> น้ำหนักกรัมสูตรของ $HNO_3$ = 63.0 g/mol

น้ำหนักกรัมสมมูลของ $HNO_3$ = 63.0 g

N = จำนวนกรัมสมมูลของตัวถูกละลายในสารละลาย 1 dm$^3$

สารละลาย 1 dm$^3$ มี $HNO_3$ ละลายอยู่ = 7.88 g

ดังนั้น จำนวนกรัมสมมูล = $\frac{\text{น้ำหนัก (g)}}{\text{น้ำหนักกรัมสมมูล (g)}} = \frac{7.88 \text{ g}}{63.0 \text{ g/g equiv.}} = 0.1251$

$\therefore$ นอร์มาลิตีของสารละลาย $HNO_3$ = 0.1251 N

20

20

***Ex*** **$Na_2CO_3$ 26.5 g ในสารละลาย 1 $dm^3$ จงหาความเข้มข้นในหน่วย N**

วิธีทำ น้ำหนักกรัมสูตรของ $Na_2CO_3$ = 106.0 g

น้ำหนักกรัมสมมูลของ $Na_2CO_3$ = 106.0 = 53.0 g

สารละลาย 1 $dm^3$ มี $Na_2CO_3$ ละลายอยู่ = 26.5 g

$$\text{จำนวนกรัมสมมูล} = \frac{\text{น้ำหนัก (g)}}{\text{น้ำหนักกรัมสมมูล (g)}} = \frac{26.5 \text{ g}}{53}$$

$$= 0.500 \text{ กรัมสมมูล}$$

$\therefore$ สารละลาย $Na_2CO_3$ เข้มข้น 0.50 N

21

21

## 2. ความเข้มข้นของสารละลาย

$$F = \frac{\text{gram formular of solute}}{\text{volume of solution (L)}}$$

**5. ฟอร์มาลลิตี (Formality)**

จำนวนกรัมสูตรหรือจำนวนโมลของตัวถูกละลายต่อสารละลาย 1 ลิตร

เรียกย่อได้เป็นฟอร์มอล (Formal) ใช้สัญลักษณ์ **F**

- คล้ายกับหน่วยโมลาร์ ต่างกันที่ หน่วยโมลาร์ใช้กับสารประกอบที่มีสูตรโมเลกุล แต่หน่วยฟอร์มาลใช้กับสารประกอบไอออนิกซึ่งไม่มีสูตรโมเลกุล
- เช่น NaOH เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็น $Na^+$ และ $OH^-$ หมดโดยไม่มี NaOH เหลืออยู่ในสภาพโมเลกุลในสารละลายเลย สารละลาย NaOH 1 ฟอร์มาล จะมี NaOH 1 กรัมสูตร ซึ่งหนัก 40 กรัม ในสารละลาย 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร
- แต่ นักเคมีมักจะใช้ "โมลาริตี" แทน "ฟอร์มาลิตี" เสมอ เช่น NaOH 1 ฟอร์มาล มักจะกล่าวเป็น NaOH 1 โมลาร์
- 1 กรัมสูตร = น้ำหนักโมเลกุล ของสารนั้นๆ

22

22

## ตัวอย่างการคำนวณ

**Ex. ถ้าต้องการเตรียมสารละลาย $Pb(NO_3)_2$ เข้มข้น 0.1 F จำนวน 1 $dm^3$ จะต้องใช้ $Pb(NO_3)_2$ หนักเท่าใด และสารละลาย $Pb(NO_3)_2$ เข้มข้น 0.1 F นี้จะมี $Pb^{2+}$ และ $NO_3^-$ เข้มข้นกี่โมลาร์ (Pb = 207.2, N = 14.0, O = 16)**

วิธีทำ น้ำหนักสูตรของ $Pb(NO_3)_2$ = 331.2

สารละลาย $Pb(NO_3)_2$ เข้มข้น 0.1 F หมายถึง สารละลาย $Pb(NO_3)_2$ 1 $dm^3$ มี $Pb(NO_3)_2$ ละลายอยู่ 0.1 กรัมสูตร ซึ่งคิดเป็นน้ำหนัก = 0.1 × 331.2 = 33.12 กรัม

นั่นคือ **ต้องใช้ $Pb(NO_3)_2$ หนัก 33.12 กรัม**

เมื่อ $Pb(NO_3)_2$ 1 โมล ละลายน้ำ จะแตกตัวเป็น $Pb^{2+}$ 1 โมล และ $NO_3^-$ 2 โมล

ดังนี้ $Pb(NO_3)_2 \longrightarrow Pb^{2+} + 2NO_3^-$

ดังนั้นสารละลาย $Pb(NO_3)_2$ 0.1 F จะมี **$Pb^{2+}$ เข้มข้น 0.1 M และ $NO_3^-$ เข้มข้น 0.2 M**

23

23

## 2. ความเข้มข้นของสารละลาย

**6. โมแลลิตี้ (Molality)**

จำนวนโมลของตัวถูกละลายในตัวทำละลาย 1000 กรัม ( 1 กิโลกรัม)

อาจเรียกย่อได้เป็นโมแลล (Molal) ใช้สัญลักษณ์ **m**

$$m = \frac{\text{moles of solute}}{\text{weight of solution (kg)}}$$

24

24

***Ex*** **น้ำตาลซึ่งมีสูตร $C_{12}H_{22}O_{11}$ หนัก 10 กรัม ละลายน้ำ 125 กรัม จะมีความเข้มข้นกี่โมแลล (C = 12.0, H = 1, O = 16.0)**

**วิธีทำ** น้ำ 125 g มีน้ำตาลละลายอยู่ $10 = \frac{10\ g}{342\ g/mol} = 0.029\ mol$

ดังนั้น น้ำ 1000 g (1 kg) จะมีน้ำตาลละลายอยู่ $= \frac{1000\ g \times 0.029\ mol}{125\ g}$

$= 0.23\ mol$

$\therefore$ สารละลายมีความเข้มข้น 0.23 โมแลล

25

25

## 2. ความเข้มข้นของสารละลาย

**7. เศษส่วนโมล (mole fraction)**

สัดส่วนจำนวนโมลของสารองค์ประกอบหนึ่งต่อจำนวนโมลรวมของสาร ทุกชนิดในสารละลายใช้สัญลักษณ์ X เช่น สารละลายชนิดหนึ่งประกอบด้วย สาร A a mol, B b mol และ C c mol จะได้เศษส่วนโมลของสาร A, B และ C ดังนี้

เศษส่วนโมลของสาร A $(X_A) = \frac{a}{(a + b + c)}$

เศษส่วนโมลของสาร B $(X_B) = \frac{b}{(a + b + c)}$

เศษส่วนโมลของสาร C $(X_C) = \frac{c}{(a + b + c)}$

26

26

## ตัวอย่างการคำนวณ

**Ex** **สารละลายประกอบด้วยน้ำ 36 g และกลีเซอรีน $(C_3H_5(OH)_3)$ 46 g จงคำนวณหาเศษส่วนโมลของน้ำและกลีเซอรีน**

**จำนวนโมลของของน้ำ = 36 / 18 = 2.0 mol**

**จำนวนโมลของกลีเซอรีน = 46 / 92 = 0.5 mol**

**ดังนั้นจำนวนโมลทั้งหมด = 2.0 + 0.5 = 2.5 mol**

**ดังนั้นเศษส่วนโมลของน้ำ = 2.0 / 2.5 = 0.8**

**ดังนั้นเศษส่วนโมลของกลีเซอรีน = 0.5 / 2.5 = 0.2**

27

27

## สารละลายอิเล็กโทรไลต์

- สารอิเล็กโทรไลต์ : สารที่เมื่อละลายน้ำหรืออยู่ในสภาพหลอมเหลวแล้วสามารถนำไฟฟ้าได้ เช่น สารละลาย NaCl, $KNO_3$, HCl
- สารเหล่านี้ละลายน้ำได้เนื่องจาก ตัวถูกละลายประกอบด้วยไอออน การละลายน้ำหรือการหลอมเหลวทำให้ไอออนแตกตัวเป็นไอออนอิสระ แล้วไอออนอิสระจะเคลื่อนตัวย้ายไปยังอิเล็กโทรดที่มีประจุตรงกันข้าม ไอออนบวกเคลื่อนที่ไปยังแคโทด ไอออนลบเคลื่อนที่ไปยังแอโนด
- *อิเล็กโทรไลต์แก่* จะแตกตัวให้ไอออนอิสระได้มาก
- *อิเล็กโทรไลต์อ่อน* จะแตกตัวให้ไอออนอิสระได้น้อย
- *Non-electrolyte* ไม่แตกตัวเป็นไอออน เช่น น้ำตาล

28

28

## นิยามกรด-เบส

1. นิยามของอาร์เรเนียส (Arrhenius Concept)

– กรด (Acid) คือ สารซึ่งเมื่อละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ $H^+$ (Hydrogen Ion)

– เบส (Base) คือ สารซึ่งเมื่อสารละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ $OH^-$ (Hydroxyl Ion)

เช่น

$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$

$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$

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

$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

$NH_4OH \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$

– ความแรงของกรด-เบสขึ้นกับความสามารถในการแตกตัวให้ $H^+$ และ $OH^-$

29

29

## นิยามกรด-เบส

2. นิยามของบรอนสเตด-เลารี (Bronsted-Lowry Concept)

– กรด คือสารที่ให้โปรตอน

– เบส คือสารที่รับโปรตอน

– ปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสจะเป็นการเคลื่อนย้ายโปรตอนจากกรดไปยังเบส

$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$

HCl จะให้ $H^+$ แก่น้ำ และน้ำจะรับ $H^+$ จาก HCl

ตามนิยามนี้ HCl เป็นกรด และน้ำเป็นเบส

$Cl^-$ ซึ่งเป็นส่วนที่เหลือหลังจากกรดให้ $H^+$ ไปแล้ว อาจรับ $H^+$ จาก $H_3O^+$ และเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับได้ ในลักษณะนี้ $Cl^-$ กลายเป็นเบส และ $H_3O^+$ กลายเป็นกรด

30

30

## นิยามกรด-เบส

จะเห็นได้ว่าปฏิกิริยารวมจะเป็นสภาวะสมดุลของกรดและเบส 2 คู่ ดังนี้

$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$

กรด1 เบส2 กรด2 เบส1

โดยมี HCl และ $Cl^-$ เป็นคู่กรด-เบส คู่ที่ 1 และ $H_3O^+$ และ $H_2O$ เป็นคู่กรด-เบส คู่ที่ 2

• ความแรงของกรดและเบสขึ้นอยู่กับความสามารถในการให้และการรับโปรตอน

• คู่กรด-เบส คู่หนึ่ง ถ้ากรดเป็นกรดแก่ คู่เบสจะเป็นเบสอ่อน

• กรดหรือเบสอาจเป็นโมเลกุลหรือไอออนก็ได้

31

31

## นิยามกรด-เบส

– น้ำ อาจให้โปรตอนหรือรับโปรตอนก็ได้ คือน้ำเป็นได้ทั้งกรดและเบส

⇨ *แอมโฟเทอริก (Amphoteric)* หรือ *แอมฟิโปรติก (Amphiprotic)*

–สมมุติ HA เป็นกรดชนิดหนึ่ง จะมีสมดุลในน้ำดังนี้

$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$ ค่าคงที่สมดุล $Ka = \dfrac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$

– สมมุติ B เป็นเบสชนิดหนึ่ง จะมีสมดุลในน้ำดังนี้

$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$ ค่าคงที่สมดุล $Kb = \dfrac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$

Ka และ Kb คือ ค่าคงที่ของการแตกตัว ของกรดและเบส ตามลำดับ

ถ้ามีค่าสูง แสดงว่ามีการแตกตัวมาก แปลว่าเป็นกรดหรือเบสแรง(แก่)

32

32

## นิยามกรด-เบส

3. นิยามของลิวอิส (Lewis Concept)

– กรด คือสารที่รับคู่อิเล็กตรอนจากเบสแล้วเกิดพันธะโควาเลนต์

– เบส คือสารที่สามารถให้คู่อิเล็กตรอนในการเกิดพันธะโควาเลนต์

$OH^-$ จัดเป็นเบสเพราะให้คู่อิเล็กตรอนกับ $H^+$

และ $H^+$ จัดเป็นกรด เพราะรับคู่อิเล็กตรอนจาก $OH^-$ แล้วเกิดพันธะ O-H

– สารประกอบที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนไม่ครบแปด เรียก กรดลิวอิล (Lewis Acid)

– สารประกอบที่มีคู่อิเล็กตรอนที่ยังไม่ได้ใช้สร้างพันธะ เรียก เบสลิวอิส (Lewis Base)

33

33

## นิยามกรด-เบส

• ถ้า เบส ประกอบด้วยหลายอะตอม อะตอมที่ทำหน้าที่ให้คู่อิเล็กตรอนในการสร้างพันธะ เรียก Donor Atom เช่น O ใน $OH^-$

• กรดลิวอิส = อิเล็กโตรไฟล์ (Electrophile)

อะตอมหรือไอออนบวกที่มีออร์บิทัลว่างพอที่จะรับคู่อิเล็กตรอนเมื่อทำปฏิกิริยากับเบส

• เบสลิวอิส = นิวคลีโอไฟล์ (Nucleophile)

ต้องมีคู่อิเล็กตรอนที่จะให้กับนิวเคลียสอื่นที่ขาดอิเล็กตรอน

34

34

## นิยามกรด-เบส

4. นิยามของระบบตัวทำละลาย

- กรด คือ สารที่ให้ไอออนบวกของตัวทำละลายที่เรียกว่า *ไอออนกรด*
- เบส คือ สารที่ให้ไอออนลบของตัวทำละลายที่เรียกว่า *ไอออนเบส*

เช่น HCl เป็นกรด ในตัวทำละลายกรดอะซีติกบริสุทธิ์ ($HC_2H_3O_2$) เพราะสามารถละลายและแตกตัวให้ไอออนกรด $H_2C_2H_3O_2^+$

$$HCl + HC_2H_3O_2 \longrightarrow H_2C_2H_3O_2^+ + Cl^-$$

กรด ตัวทำละลาย ไอออนกรดของตัวทำละลาย

$NaC_2H_3O_2$ เป็นเบสในตัวทำละลายกรดอะซีติกบริสุทธิ์ เพราะสามารถละลายและแตกตัวให้ไอออนเบส ($C_2H_3O_2^-$)

$$NaC_2H_3O_2 + HC_2H_3O_2 \longrightarrow C_2H_3O_2^- + Na^+ + HC_2H_3O_2$$

เบส ตัวทำละลาย ไอออนเบสของตัวทำละลาย

35

35

## ความแรงของกรด

• กรดไฮโดร ($H_nX$ เมื่อ X เป็นอโลหะ) ของธาตุที่อยู่คาบเดียวกัน

ความแรงของกรดเพิ่มขึ้นเมื่อธาตุมีเลขอะตอมสูงขึ้น

เช่น $NH_3 < H_2O < HF$ (คาบที่ 2 )

$H_2S < HCl$ (คาบที่ 3)

• ความแรงของกรดไฮโดรของอโลหะในหมู่เดียวกันจะเพิ่มขึ้นเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น

เช่น $HF < HCl < HBr < HI$ (หมู่ 7)

$H_2O < H_2S < H_2Se < H_2Te$ (หมู่ 6)

36

36

## ความแรงของกรด

• กรดออกซีที่ประกอบด้วย H, O และอโลหะ และมีโครงสร้างเป็น H-O-X (เมื่อ X เป็นอโลหะ) ความแรงของกรดเพิ่มขึ้นเมื่อค่า EN ของ X สูงขึ้น

$$HOI < HOBr < HOCl$$

• ถ้าเป็นกรดออกซีของอโลหะตัวเดียวกัน ถ้าจำนวนอะตอมของ O ที่ยึดกับ X เพิ่มขึ้น ความแรงของกรดจะเพิ่มขึ้น

$$HClO < HClO_2 < HClO_3 < HClO_4$$

หรือ อาจมองได้ว่า ความแรงของกรด เพิ่มตามเลขออกซิเดชันของคลอรีน

37

37

## ความแรงของกรด

• ธาตุที่อยู่คาบเดียวกัน ความแรงของเบสลดลง เมื่อค่า EN เพิ่มขึ้น

เช่น เบสที่เป็นไอออน $NH_2^- > OH^- > F^-$

เบสที่เป็นโมเลกุล $NH_3 > H_2O > HF$ (ค่า EN ของ N < O < F)

• เบสที่เป็นไอออนลบอะตอมเดี่ยว

ความแรงของเบสลดลง เมื่อประจุของไอออนลดลง

$N^{3-} > O^{2-} > F^-$ และ

$N^{3-} > NH^{2-} > NH_2^- > NH_3$

38

38

## ค่าคงที่ของการแตกตัวเป็นไอออนของกรดอ่อน, *Ka*

• สมมุติ HA เป็นกรดชนิดหนึ่ง จะมีสมดุลในน้ำดังนี้

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

ค่าคงที่การแตกตัวของกรด $Ka = \dfrac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$

เช่น ถ้าเป็นกรดอ่อน กรดอะซีติก ($CH_3COOH$) ละลายน้ำจะแตกตัวให้ $H^+$ และไอออนลบของกรด ดังสมการ

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

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

39

39

## ค่าคงที่ของการแตกตัวเป็นไอออนของกรดอ่อน, *Ka*

• เศษส่วนการแตกตัวของกรด ($\alpha$) $= \dfrac{\text{จำนวนโมลของกรดที่แตกตัว}}{\text{จำนวนโมลของกรดทั้งหมด}}$

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{[HA]}$$

ร้อยละของการแตกตัวของกรด $= \dfrac{[H_3O^+]}{[HA]} \times 100$

40

40

## ค่าคงที่ของการแตกตัวเป็นไอออนของเบสอ่อน, *Kb*

- สมมุติ B เป็นเบสชนิดหนึ่ง จะมีสมดุลในน้ำดังนี้

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

ค่าคงที่ของการแตกตัวของเบส $Kb = \dfrac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$

- เช่น ถ้าเป็นเบสอ่อน แอมโมเนีย ($NH_3$) เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวดังสมการ

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$$Kb = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

41

41

## ค่าคงที่ของการแตกตัวเป็นไอออนของเบสอ่อน, *Kb*

- เศษส่วนการแตกตัวของเบส ($\alpha$) = $\dfrac{\text{จำนวนโมลของเบสที่แตกตัว}}{\text{จำนวนโมลของเบสทั้งหมด}}$

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{[B]}$$

$$\text{ร้อยละของการแตกตัวของเบส} = \frac{[OH^-] \times 100}{[B]}$$

42

42

## ค่าคงที่ผลคูณของไอออนของน้ำ, *Kw*

- จากการแตกตัวของกรดและเบสในน้ำ จะเห็นว่าน้ำสามารถรับและให้โปรตอนได้ ดังนั้น น้ำจึงมีการแตกตัวดังนี้

$$\underset{\text{กรด1}}{HOH} + \underset{\text{เบส2}}{HOH} \rightleftharpoons \underset{\text{กรด2}}{H_3O^+} + \underset{\text{เบส1}}{OH^-}$$

ปฏิกิริยานี้เรียกว่า การแตกตัวได้เอง (Autoprotolysis หรือ Self-ionization) ของน้ำ

ค่าคงที่ผลคูณของไอออนของน้ำ $Kw = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$

หรือ $Kw = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$

- น้ำบริสุทธิ์ ความเข้มข้นของ $H_3O^+$ ต้องเท่ากับ $OH^-$ เสมอ นั่นคือ

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$$

43

43

## มาตราส่วน pH

- สารละลายในน้ำ ไม่ว่าจะเป็นกรดหรือเป็นเบสหรือเป็นกลาง ก็ย่อมประกอบไปด้วย $H_3O^+$ และ $OH^-$ เสมอ โดยมีผลคูณของไอออนทั้งสองเท่ากับ $10^{-14}$

ดังนั้นถ้าทราบ $[H_3O^+]$ อย่างเดียวก็สามารถบอกได้ว่าสารละลายเป็นกรด เป็นเบส หรือเป็นกลาง

- มาตราส่วน pH (pH scale)

$$pH = -\log[H^+] \quad \text{หรือ} \quad pH = -\log[H_3O^+]$$

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

เนื่องจาก $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$

เมื่อใส่ log ทั้งสองข้าง $\log[H^+][OH^-] = \log 10^{-14}$

$$\log[H^+] + \log[OH^-] = -14 \log 10$$

$$pH + pOH = 14$$

44

44

- สารละลายกรด จะมี $[H^+] > [OH^-]$ pH < 7
- สารละลายเบส จะมี $[H^+] < [OH^-]$ pH > 7
- สารละลายที่เป็นกลาง จะมี $[H^+] = [OH^-]$

pH = pOH = 7

- **จงคำนวณหา pH ของสารละลายกรดที่มี $[H_3O^+] = 3 \times 10^{-3}$ mol/dm$^3$**

วิธีทำ pH = -log $[H_3O^+]$ = -log $[3\times10^{-3}]$ = -log [0.003] = -(-2.523)

= 2.523 ***Ans***

- **จงคำนวณหา pH ของสารละลายกรดเข้มข้น 0.002 mol/dm$^3$**

วิธีทำ pH = -log $[H^+]$ = -log [0.002] = -(-2.699) = 2.699 ***Ans***

45

45

## ตัวอย่าง

7. จงคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลายต่อไปนี้ที่มี pH = 4.5

(7.1) $[H_3O^+]$ (7.2) $[OH^-]$

วิธีทำ (7.1) pH = -log $[H_3O^+]$ = 4.5

$[H_3O^+] = 10^{-4.5} = 10^{0.5} \times 10^{-5} = 3.16 \times 10^{-5}$ mol/dm$^3$

วิธีทำ (7.2) pH + pOH = 14

4.5 + pOH = 14

pOH = 14 - 4.5 = 9.5

-log $[OH^-]$ = pOH = 9.5

$[OH^-] = 10^{-9.5} = 10^{0.5} \times 10^{-10} = 3.16 \times 10^{-10}$ mol/dm$^3$

46

46

## ปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส

- กรดแก่ = กรดที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน ($H^+$) หรือไฮโดรเนียมไอออน ($H_3O^+$) เกือบทั้งหมด เช่น HCl, $H_2SO_4$
- กรดอ่อน = กรดที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน ($H^+$) หรือไฮโดรเนียมไอออน ($H_3O^+$) เพียงบางส่วน เช่น $CH_3COOH$
- เบสแก่ = เบสที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮดรอกซิลไอออน ($OH^-$)ได้มาก เช่น NaOH, KOH
- เบสอ่อน = เบสที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮดรอกซิลไอออน ($OH^-$) น้อย เช่น $NH_4OH$
- ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นระหว่างกรดกับเบส แล้วได้เกลือกับน้ำ เรียกว่า การทำให้เป็นกลาง
- ถ้าปริมาณของ $H^+$ พอดีกับ $OH^-$ จุดที่ได้เรียกว่า ***จุดสมมูล*** *(Equivalent Point)*

47

47

## ปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส

- ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่-เบสแก่

เช่น ปฏิกิริยาระหว่าง HCl กับ NaOH ที่จุดสะเทินจะได้เกลือ NaCl ซึ่งเป็นสารละลายที่มีฤทธิ์เป็นกลาง pH = 7

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

- ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่-เบสอ่อน

เช่น ปฏิกิริยาระหว่าง HCl กับ $NH_4OH$ ที่จุดสะเทินจะได้เกลือ $NH_4Cl$ เกลือนี้จะเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสในน้ำ โดย $NH_4^+$ จะไปทำปฏิกิริยากับน้ำ เกิดเป็นสารละลายที่มีสภาพเป็นกรด (pH ~ 3-4)

$$HCl + NH_4OH \longrightarrow NH_4Cl + H_2O$$

48

48

## ปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส

- ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อน-เบสแก่

เช่น ปฏิกิริยาระหว่าง $CH_3COOH$ กับ NaOH ที่จุดสะเทินจะได้เกลือ $CH_3COONa$ ซึ่ง $CH_3COO^-$ จะเกิดไฮโดรไลซิสในน้ำให้สารละลายที่มีสภาพเป็นเบส (pH ~ 9-10)

$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$$

- ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อน-เบสอ่อน

ที่จุดสะเทินจะพิจารณาจากค่าคงที่ของการแตกตัว *Ka* และ *Kb*

ถ้า *Ka* = *Kb* ที่จุดสะเทิน pH = 7

ถ้า *Ka* > *Kb* การแตกตัวของกรดจะมากกว่าเบส ที่จุดสะเทิน สารละลายจะเป็น ***กรด***

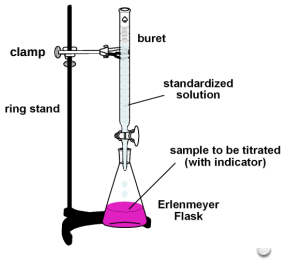
ถ้า *Ka* < *Kb* การแตกตัวของกรดจะน้อยกว่าเบส ที่จุดสะเทิน สารละลายจะเป็น ***เบส***

49

49

## การไทเทรตกรดและเบส

- เป็นการนำกรดและเบสมาทำปฏิกิริยากัน เพื่อหาปริมาณของกรดและเบสที่ทำปฏิกิริยากันพอดี โดยมีสารละลายหนึ่งเป็นสารละลายที่ทราบค่าความเข้มข้น เรียกว่า สารละลายมาตรฐาน ซึ่งจะใส่ไว้ในบิวเรต ส่วนอีกสารละลายหนึ่งเป็นสารละลายที่ต้องการทราบค่าความเข้มข้นจะใส่ไว้ในขวดรูปชมพู่ และหยดอินดิเคเตอร์ลงไป 2-3 หยด แล้วค่อยๆ เปิดให้สารละลายจากบิวเรตลงไปในสารละลายในขวดรูปชมพู่จนกรดและเบสทำปฏิกิริยากันพอดี เรียกว่า ***จุดสมมูล*** และถ้าไทเทรตต่อจากนั้นจนสีของสารละลายเปลี่ยนสีอ่อนๆ อย่างถาวร เรียกจุดนี้ว่า ***จุดยุติ***




50

50

## ตัวอย่าง

8. จงหาค่า pH ของสารละลายเมื่อทดลองหยดสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.10 M จำนวน 50 $cm^3$ ลงในสารละลาย HCl เข้มข้น 0.10 M จำนวน 100 $cm^3$

วิธีทำ NaOH เข้มข้น 0.10 M แสดงว่า

ในสารละลาย 1000 $cm^3$ มี NaOH = 0.10 โมล

ถ้าในสารละลาย 50 $cm^3$ มี NaOH = $\frac{0.10 \text{ โมล} \times 50\ cm^3}{1000\ cm^3}$ = 0.005 โมล

HCl เข้มข้น 0.10 M แสดงว่า

ในสารละลาย 1000 $cm^3$ มี HCl = 0.10 โมล

ถ้าในสารละลาย 100 $cm^3$ มี HCl = $\frac{0.10 \text{ โมล} \times 100\ cm^3}{1000\ cm^3}$ = 0.01 โมล

51

51

## ตัวอย่าง 8 (ต่อ)

สมการแสดงปฏิกิริยาระหว่าง HCl กับ NaOH ที่ทำให้ดุลแล้วเป็นดังนี้

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

ซึ่งแสดงว่า HCl ทำปฏิกิริยากับ NaOH ด้วยจำนวนโมลที่เท่ากัน คือ 1:1 แต่จากการทดลองนี้ในสารละลาย HCl มี HCl อยู่ 0.01 โมล สารละลาย NaOH มี NaOH อยู่ 0.005 โมล แสดงว่า

หลังปฏิกิริยาจะเหลือ HCl = 0.01 โมล - 0.005 โมล = 0.005 โมล

ในปฏิกิริยาสารละลายทั้งหมด = สารละลาย HCl + สารละลาย NaOH

= 100 $cm^3$ + 50 $cm^3$

= 150 $cm^3$

52

52

## ตัวอย่าง 8 (ต่อ)

ในสารละลาย 150 $cm^3$ เหลือ HCl = 0.005 โมล

ถ้าในสารละลาย 1000 $cm^3$ เหลือ HCl = $\frac{0.005 \text{ โมล} \times 1000\ cm^3}{150\ cm^3}$ = 0.033 โมล

ดังนั้น HCl เข้มข้น = 0.033 M

หาค่า pH ได้ดังนี้ $pH = -\log[H^+]$

เนื่องจาก HCl เป็นกรดแก่ ซึ่งในปฏิกิริยาจะแตกตัวให้ $H^+$ ที่มีอยู่ทั้งหมดคือ 0.033 M

$pH = -\log[0.033]$

$= 1.48$

∴ pH ของสารละลาย = 1.48

53

53

## ตัวอย่าง

9. จงหาค่า pH ของสารละลายเมื่อทดลองหยดสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.10 M จำนวน 50 $cm^3$ ลงในสารละลาย $CH_3COOH$ เข้มข้น 0.10 M จำนวน 100 $cm^3$

กำหนดให้ $K_a$ ของ $CH_3COOH = 1.8 \times 10^{-5}$

วิธีทำ NaOH เข้มข้น 0.10 M แสดงว่า

ในสารละลาย 1000 $cm^3$ มี NaOH = 0.10 โมล

ถ้าในสารละลาย 50 $cm^3$ มี NaOH = $\frac{0.10 \text{ โมล} \times 50\ cm^3}{1000\ cm^3}$ = 0.005 โมล

$CH_3COOH$ เข้มข้น 0.01 M แสดงว่า

ในสารละลาย 1000 $cm^3$ มี $CH_3COOH$ = 0.01 โมล

ถ้าในสารละลาย 100 $cm^3$ มี $CH_3COOH$ = $\frac{0.01 \text{ โมล} \times 100\ cm^3}{1000\ cm^3}$ = 0.01 โมล

54

54

## ตัวอย่าง 9 (ต่อ)

สมการแสดงปฏิกิริยาระหว่าง NaOH กับ $CH_3COOH$ ที่ดุลแล้วเป็นดังนี้

$$NaOH + CH_3COOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$$

ซึ่งแสดงว่า NaOH ทำปฏิกิริยากับ $CH_3COOH$ ด้วยจำนวนโมลที่เท่ากัน คือ 1:1 แต่จากการทดลอง ในสารละลาย NaOH มี NaOH อยู่ 0.005 โมล และสารละลาย $CH_3COOH$ มี $CH_3COOH$ อยู่ 0.01 โมล ดังนั้น

หลังปฏิกิริยาจะเหลือ $CH_3COOH$ = 0.01 โมล – 0.005 โมล = 0.005 โมล

ในปริมาตรสารละลายทั้งหมด = 100 + 50 = 150 $cm^3$

ในสารละลาย 150 $cm^3$ เหลือ $CH_3COOH$ = 0.005 โมล

ในสารละลาย 150 $cm^3$ เหลือ $CH_3COOH$ = 0.005 โมล

ถ้าในสารละลาย 1000 $cm^3$ เหลือ $CH_3COOH$ = $\frac{0.005 \text{ โมล} \times 1000\ cm^3}{150\ cm^3}$ = 0.033 โมล

55

55

## ตัวอย่าง 9 (ต่อ)

ดังนั้น $CH_3COOH$ เข้มข้น = 0.033 M

หาค่า pH จาก $pH = -\log[H^+]$

สามารถหาค่า $[H^+]$ ได้ 2 วิธี ดังนี้

***วิธีที่ 1*** เนื่องจาก $CH_3COOH$ เป็นกรดอ่อน แตกตัวได้ดังนี้

$$\underset{0.033-x}{CH_3COOH} \rightleftharpoons \underset{x}{H^+} + \underset{x}{CH_3COO^-}$$

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

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{0.033-x}$$

56

56

## ตัวอย่าง 9 (ต่อ)

ให้ 0.033-x มีค่าประมาณ 0.033 เนื่องจาก x มีค่าน้อยมาก เมื่อเทียบกับ 0.033

ดังนั้น $1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.033}$

$x^2 = 0.033 \times 1.8 \times 10^{-5}$

$x = 7.707 \times 10^{-4}$

นั่นคือ $[H^+] = 7.707 \times 10^{-4}$

หาค่า pH จาก $pH = -\log[H^+]$

$= -\log[7.707 \times 10^{-4}]$

$\therefore \quad pH = 3.11$

57

57

## ตัวอย่าง 9 (ต่อ)

**วิธีที่ 2** หาจากสูตร $[H^+] = \sqrt{Ca \,.\, Ka}$

เมื่อ $Ca$ คือความเข้มข้นของกรด = 0.033 M

$[H^+] = \sqrt{0.033 \times 1.8 \times 10^{-5}} = 7.707 \times 10^{-4}$

จากนั้นหาค่า pH จาก $pH = -\log[H^+]$

$= -\log [7.707 \times 10^{-4}]$

$= 3.1131$

$\therefore$ pH ของสารละลาย = 3.11

58

58

## ตัวอย่าง

10. จงหาความเข้มข้นของสารละลาย $CH_3COOH$ ที่มี pH = 5.3

กำหนดให้ $Ka$ ของ $CH_3COOH = 1.85 \times 10^{-5}$

วิธีทำ หา $[H^+]$ จาก $pH = -\log[H^+]$

$5.3 = -\log[H^+]$

$-\log[H^+] = 5.3$

$[H^+] = 10^{-5.3} = 5.012 \times 10^{-6}$

หาความเข้มข้นของ $CH_3COOH$

$[H^+] = \sqrt{Ca \,.\, Ka}$

$5.012 \times 10^{-6} = \sqrt{Ca \times 1.85 \times 10^{-5}}$

$Ca = 3.414 \times 10^{-2}$

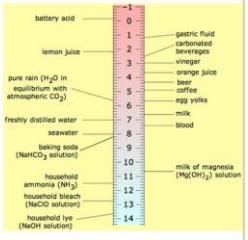
$\therefore$ ความเข้มข้นของ $CH_3COOH = 3.41 \times 10^{-2}$ M

59

59

| สาร | พีเอช |
|---|---|
| กรดสารพิษจากเหมืองร้าง | -3.6 - 1.0 |
| กรดจากแบตเตอรี่ | -0.5 |
| กรดในกระเพาะอาหาร | 1.5 - 2.0 |
| เลมอน | 2.4 |
| โค้ก | 2.5 |
| น้ำส้มสายชู | 2.9 |
| ส้ม หรือ แอปเปิล | 3.5 |
| เบียร์ | 4.5 |
| ฝนกรด | < 5.0 |
| กาแฟ | 5.0 |
| ชา | 5.5 |
| นม | 6.5 |
| น้ำบริสุทธิ์ | 7.0 |
| น้ำลายมนุษย์ | 6.5 - 7.4 |
| เลือด | 7.34 - 7.45 |
| น้ำทะเล | 8.0 |
| สบู่ล้างมือ | 9.0 - 10.0 |
| แอมโมเนีย (ยาสามัญประจำบ้าน) | 11.5 |
| น้ำยาปรับผ้านุ่ม | 12.5 |
| โซดาไฟ | 13.5 |

**กรด เบส ในชีวิตประจำวัน**




60

60