

**โจทย์แบบฝึกหัด** สำหรับนิสิตที่เรียนเคมีทั่วไป ปีที่ 1 ( นิสิตวิศวกรรมศาสตร์ )

**รศ. อินทิรา หาญพงษ์พันธ์**

1. นำสารตัวอย่างที่ไม่บริสุทธิ์ 3 ชนิด คือ หินปูน หินอ่อน ซอล์ค มาวิเคราะห์ได้ผลดังนี้

สารตัวอย่าง	องค์ประกอบ			
	Ca	C	O	สารไม่บริสุทธิ์
หินปูน 11 g	4 g	1.2 g	4.8 g	1.0 g
หินอ่อน 10 g	20%	6%	24%	50% โดยมวล
ซอล์ค 10 g	3.2 g	0.96 g	3.84 g	2.0 g

จากข้อมูลดังกล่าว การทดลองนี้เป็นไปตามกฎใด

1. กฎทรงมวล
2. กฎสัดส่วนคงที่อย่างเดียว
3. กฎทรงมวลและกฎสัดส่วนคงที่
4. ไม่มีข้อถูก

วิเคราะห์โจทย์

กำหนด ปริมาตรของธาตุในองค์ประกอบของสารต่างกันความเป็นไปตามกฎใด

หลัก กฎทรงมวลและพลังงานแห่งสสาร มีใจความว่า

The matter is conserved in a chemical reaction

2. กฎสัดส่วนคงที่ Law of definition หรือ Law of constant composition กล่าวว่

The ratio by mass of the elements in a chemical compound is always the same , regardless of the source of the compound.

$$\begin{array}{l} \text{วิธีทำ หินปูน} \qquad \qquad \qquad \text{Ca} + \text{C} + \text{O} + \text{สารไม่บริสุทธิ์} \\ 11\text{g} \qquad \qquad \qquad 4 \quad 1.2 \quad 4.8 \quad 1.01 \text{g} \\ \text{Ca} : \text{C} : \text{O} = 4 : 1.2 : 4.8 \quad \text{โดยมวล} \\ = \frac{4}{20} : \frac{1.2}{1.2} : \frac{4.8}{16} \quad \text{โดยโมล} \\ = 0.1 : 0.1 : 0.3 \\ = 1 : 1 : 3 \end{array}$$

สูตรของสารจากหินปูน คือ  $\text{CaCO}_3$

$$\text{หินอ่อน} = \text{Ca} + \text{C} + \text{O} + \text{สารไม่บริสุทธิ์}$$

$$\begin{aligned}
 10 \text{ g} &= (2 \quad 0.6 \quad 2.4 \quad 5 \text{ g}) \\
 (100\% &= (20 \quad 6 \quad 24 \quad 50) \% \\
 \text{Ca : C : O} &= \frac{2}{40} : \frac{0.6}{12} : \frac{2.4}{24} \quad \text{โดยโมล} \\
 &= 1 : 1 : 3
 \end{aligned}$$

สูตรของสารจากหินอ่อน  $\text{CaCO}_3$

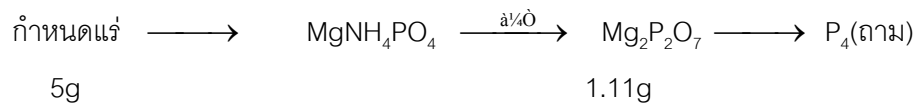
$$\begin{aligned}
 \text{ชอล์ค} &= \text{Ca} + \text{C} + \text{O} + \text{สารไม่บริสุทธิ์} \\
 10 \text{ g} &= (3.2 \quad 0.96 \quad 3.84 \quad 2 \text{ g}) \\
 \text{Ca : C : O} &= \frac{3.2}{40} : \frac{0.96}{12} : \frac{3.84}{16} \quad \text{โดยโมล} \\
 &= 0.08 : 0.08 : 0.24 \\
 &= 1 : 1 : 3
 \end{aligned}$$

สูตรของสารในชอล์ค คือ  $\text{CaCO}_3$

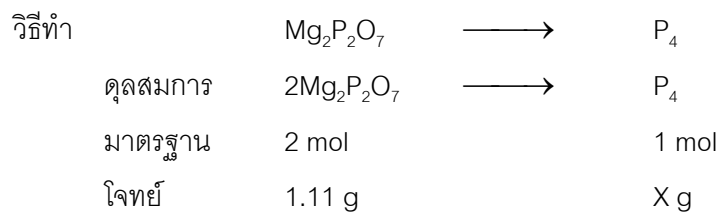
∴ ตอบข้อ 3

2. แร่ฟอสฟอรัสชนิดหนึ่ง 5 g นำมาทำเป็น  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4$  แล้ว นำมาเผาจะได้  $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$  1.11 กรัม  
 แร่นี้มี  $\text{P}_4$  อยู่กี่กรัมและกี่เปอร์เซ็นต์ ( $\text{Mg} = 24, \text{P} = 31, \text{O} = 16$ )

วิเคราะห์โจทย์



หลัก พิจารณาสารที่มีมวลและสูตรมาคำนวณหาค่าของสารที่ถาม



$$\begin{aligned}
 1 \text{ mol } \text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7 &= [2 \text{ Mg} + 2\text{P} + 7(16)] \text{ g} \\
 &= (2 \times 24 + 2 \times 31 + 7 \times 16) \text{ g} \\
 &= 222 \text{ g}
 \end{aligned}$$

$$1 \text{ mol } \text{ของ } \text{P}_4 = 4 \times 31\text{g} = 4 \times 31 \text{ g} = 124 \text{ g}$$

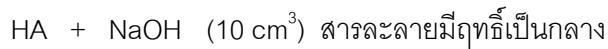
$$\begin{aligned}
 \therefore \frac{\text{P}_4 \text{ ในแร่}}{\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7} &= \frac{\text{X}}{1.11} = \frac{2 \times 24}{222} \\
 \text{X} &= 1.24 \text{ g} = \text{P}_4 \text{ ในแร่}
 \end{aligned}$$

$$\frac{\% \text{ของ } P_4 \text{ ของแร่}}{100} = \frac{1.24}{5}$$

$$\therefore \% \text{ ของ } P_4 = \frac{1.24}{5} \times 100 = 24.8$$

3. นำกรด monoprotic ( : A) จำนวนหนึ่งมาทำปฏิกิริยาเคมีกับสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ 10 cm<sup>3</sup> จะได้สารละลายที่มี pH = 4 พบว่า ถ้าเติมโซเดียมไฮดรอกไซด์ไปอีกจนมีปริมาตรเป็น 22.5 cm<sup>3</sup> จะได้ว่าสารละลายนี้มีฤทธิ์เป็นกลางจงหาค่า K<sub>a</sub> ของกรดนี้

วิเคราะห์โจทย์



ถาม K<sub>a</sub> ของกรด monoprotic อ่อน (HA)

หลัก ถาม K<sub>a</sub> แสดงว่า กรด HA เป็นกรดอ่อน

เมื่อ กรด HA + NaOH ได้สารละลายมี pH = 5

แสดงว่า สารละลายมีฤทธิ์กรด และต้องมีกรดเหลือ

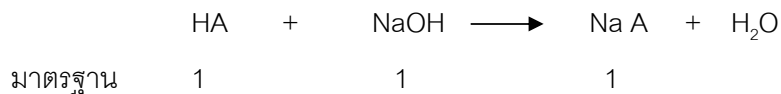
เพราะว่า เติม NaOH (เบส) ซึ่งจะทำปฏิกิริยากับกรดเหลือ

และสารละลายที่ได้จะต้องเป็นสารละลาย buffer

วิธีทำ สมมติ [NaOH] = a mol / dm<sup>3</sup>

$$\text{mol ของ NaOH ที่ทำปฏิกิริยากับกรด} = \frac{MV}{1000} = \frac{a(10)}{1000}$$

ปฏิกิริยา



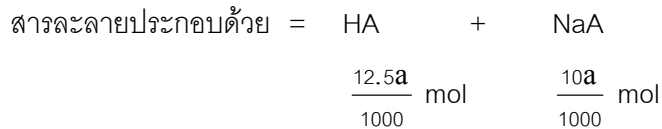
$$\therefore \text{Na A} = \frac{10a}{1000} \text{ mol ด้วย}$$

สารละลายที่มี pH = 5 ประกอบด้วย Na A + HA (เหลือ)

เมื่อเติม NaOH ลงไปทั้งหมด = 22.5 cm<sup>3</sup>

$$\begin{aligned} \therefore \text{NaOH ที่เติมจะทำปฏิกิริยาพอดีกับกับ HA} &= 22.5 - 10 \text{ cm}^3 \\ &= 12.5 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

$$\text{ดังนั้น mol NaOH} = \text{mol HA ในสารละลาย} = \frac{12.50}{1000} \text{ mol}$$



จากสูตร  $[\text{H}^+]$  ของ buffer =  $K_a \frac{[\text{กรด}]}{[\text{เกลือ}]}$

หมายเหตุ ในภาชนะเดียวกัน ใช้ mol ของกรด , เกลือ แทน mol / dm<sup>3</sup> ได้

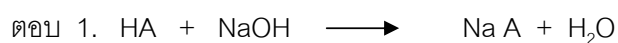
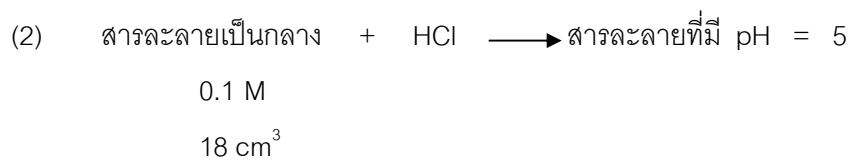
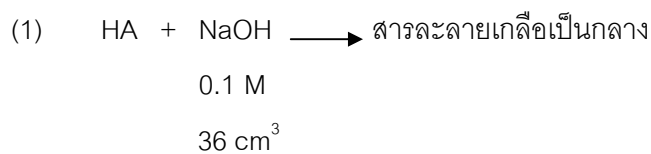
$$\because \text{pH สารละลาย} = 4, \therefore [\text{H}^+] = 1 \times 10^{-4} \text{ mol / dm}^3$$

$$\begin{aligned} \text{แทนค่า } 1 \times 10^{-4} &= k_a \frac{12.5a/1000}{10a/1000} \\ &= \frac{12.5}{10} k_a \\ k_a &= \frac{1 \times 10^{-4} \times 10}{12.5} \\ &= \frac{100}{125} \times 10^{-4} \\ &= 8 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

4. กรด monoprotic อ่อนจำนวนหนึ่ง ทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 mol/dm<sup>3</sup> จำนวน 36 cm<sup>3</sup> เมื่อเติม กรด HCl ที่เข้มข้น 0.1 mol / dm<sup>3</sup> จำนวน 18 cm<sup>3</sup> พบว่าสารละลายที่ได้ จะมี pH = 5 ถ้ามหา Ka ของกรดนี้เท่ากับเท่าใด

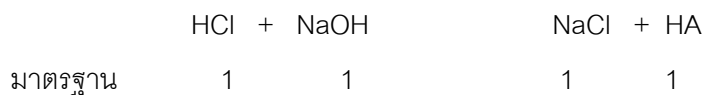
วิเคราะห์โจทย์

กำหนด กรด monoprotic อ่อน = HA



$$\begin{array}{l} \text{มาตรฐาน} \quad 1 \quad 1 \quad 1 \\ \text{mol ของ เบส} = \frac{0.1 \times 36}{1000} = \text{mol NaA} \end{array}$$

เติม HCl ลงไป ซึ่งจะทำปฏิกิริยากับ NaA ดังสมการ



$$\text{mol ของ HCl} = \frac{0.1 \times 18}{1000} = \text{mol NaA} = \frac{0.1 \times 18}{1000} \text{ ด้วย}$$

$$\therefore = \text{mol HA} = \frac{1.8}{1000}$$

$$\therefore \text{ในสารละลายมี NaA} = \frac{3.6}{1000} - \frac{1.8}{1000} = \frac{1.8}{1000} \text{ mol}$$

$$\text{ในสารละลายมีส่วนประกอบ} = \text{NaA} + \text{HA} \text{ มี pH} = 5$$

แสดงว่าสารละลายเป็น buffer (HA เป็นกรดอ่อน)

$$\begin{aligned} \text{สูตร } [H^+] &= k_a \frac{[\text{กรด}]}{[\text{เกลือ}]} \\ 1 \times 10^{-5} &= k_a \frac{1.8/1000}{1.8/1000} = k_a \end{aligned}$$

### Back – Titration

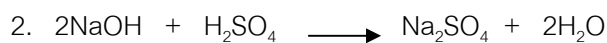
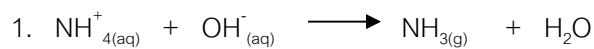
สารละลาย Ammonium chloride ตัวอย่าง นำมาต้มกับ สารละลายโซเดียม ไฮดรอกไซด์ เข้มข้น  $1.0 \text{ mol/dm}^3$  เมื่อปฏิกิริยาสิ้นสุดลงโดยการไล่  $\text{NH}_3$  ที่เกิดขึ้นออกจนหมด พบว่าสารละลายมีโซเดียมไฮดรอกไซด์ที่มากเกินไป จะพอดีกับกรดซัลฟูริก เข้มข้น  $0.25 \text{ mol/dm}^3$   $50 \text{ cm}^3$  ถามว่าสารละลายตัวอย่างมี Ammonium chloride กี่กรัม

วิเคราะห์โจทย์

กำหนด 1)  $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{aq})}$  ทำปฏิกิริยากับ  $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$

2)  $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$  ที่มากเกินไป ทำปฏิกิริยาพอดีกับ  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$

วิธีทำ เกิดปฏิกิริยา 2 ขั้นตอน ดังนี้



$$\text{จำนวน mol ของ NaOH} = \frac{MV}{1000} = \frac{1 \times 1000}{1000} = 0.1 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{จำนวน mol ของ H}_2\text{SO}_4 \text{ ที่ทำปฏิกิริยาพอดีกับ NaOH ที่เหลือ} \\ = \frac{0.25 \times 50}{1000} = 0.0125 \text{ mol} \end{aligned}$$

จากสมการ สมมติใช้ NaOH = X mol

$$\begin{aligned} \frac{\text{NaOH}}{\text{H}_2\text{SO}_4} &= \frac{2}{1} = \frac{x}{0.0125} \\ X &= 0.0250 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \therefore \text{NaOH ที่ทำปฏิกิริยากับ NH}_4\text{Cl} &= 0.1 - 0.025 \\
 &= 0.075 \text{ mol} \\
 \text{จาก mol NH}_4\text{Cl} &= \text{mol NaOH} \\
 \therefore \text{mol NH}_4\text{Cl ในสารตัวอย่าง} &= 0.075 \text{ mol} \times \frac{53.5\text{g}}{1\text{mol}} \\
 &= 4.01 \text{ g} \\
 \text{หมายเหตุ : 1 mol NH}_4\text{Cl} &= (\text{N} + 4\text{H} + \text{Cl}) \text{ g}
 \end{aligned}$$