ปริมาณสัมพันธ์

ผศ.ดร.ธนพร แม่นยำ
มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีสุรนารี

ปริมาณสัมพันธ์ (stoichiometry)

- มาจากคำในภาษากรีก 2 คำ
  stoicheion = ธาตุ และ metron = การวัด
- เป็นส่วนหนึ่งของวิชาเคมีที่เกี่ยวข้องกับ
  * อัตราส่วนโดยอะตอมของธาตุในสารประกอบ
  * อัตราส่วนโดยอะตอม โมเลกุล หรือ formula units ของสารในปฏิกิริยาเคมี
    - โมเลกุล → ใช้กับสารประกอบโคเวเลนต์
    - formula units → ใช้กับสารประกอบไอออนิก

มวลอะตอม

- เป็นมวลเปรียบเทียบ ใช้ ^{12}C เป็นมาตรฐาน มีหน่วยเป็น atomic mass unit [ตัวย่อ : amu (แบบเก่า) หรือ u (แบบใหม่)]
- กำหนดให้ ^{12}C 1 อะตอมมีมวล = 12 amu
  หรือ 1 amu = $\frac{1}{12}$ มวลของ ^{12}C 1 อะตอม
- มวลอะตอมที่ปรากฏในตารางธาตุเป็นค่าเฉลี่ยคิดจากผลรวมของผลคูณระหว่างมวลของแต่ละไอโซโทปและเปอร์เซ็นต์ที่มีอยู่ในธรรมชาติ

ตัวอย่าง

โบรอนในธรรมชาติประกอบด้วยไอโซโทป B-10 19.78% และ B-11 80.22% (มวลของ B-10 และ B-11 เท่ากับ 10.0129 และ 11.0093 amu ตามลำดับ) จงคำนวณมวลอะตอมเฉลี่ยของโบรอน

มวลอะตอมเฉลี่ยของโบรอน

$= \left(\frac{19.78}{100}\right)(10.0129 \text{ amu}) + \left(\frac{80.22}{100}\right)(11.0093 \text{ amu})$

$= 1.980\bar{6} \text{ amu} + 8.83\bar{1}7 \text{ amu}$

$= 10.812 \text{ amu}$

สูตรเคมี (chemical formula)

= สัญลักษณ์ที่บอกส่วนประกอบของสาร

แบ่งออกเป็น

- สูตรอย่างง่ายหรือสูตรเอมพิริคัล (empirical formula) บอกอัตราส่วนอย่างต่ำของจำนวนอะตอมที่มีอยู่ใน 1 โมเลกุลหรือ 1 formula unit ของสารนั้น
- สูตรโมเลกุล (molecular formula) บอกจำนวนที่แน่นอนของอะตอมที่มีอยู่ใน 1 โมเลกุลของสารนั้น

เช่น น้ำตาลกลูโคส มีสูตรโมเลกุลเป็น $C_6H_{12}O_6$
มีสูตรเอมพิริคัลเป็น CH_2O

น้ำ มีสูตรโมเลกุลและสูตรเอมพิริคัลเป็น H_2O

สารประกอบไอออนิกมีเฉพาะสูตรเอมพิริคัล เช่น NaCl

น้ำหนักฟอร์มูลาหรือมวลฟอร์มูลา

(formula weight, FW หรือ formula mass, FM)

= มวลที่คิดจากมวลอะตอมของธาตุที่เป็นองค์ประกอบตามสูตรเคมีนั้น

น้ำหนักโมเลกุลหรือมวลโมเลกุล

(molecular weight, MW หรือ molecular mass, MM)

= มวลที่คิดจากมวลอะตอมของธาตุที่เป็นองค์ประกอบตามสูตรโมเลกุลนั้น

ตัวอย่าง

- กรดซัลฟิวริก (H_2SO_4)
  ใน 1 โมเลกุลประกอบด้วยธาตุ H 2 อะตอม, S 1 อะตอม และ O 4 อะตอม
  มี FW = MW = 2(มวลอะตอมของ H) + (มวลอะตอมของ S) + 4(มวลอะตอมของ O)
  = 2(1.0 amu) + (32.1 amu) + 4(16.0 amu)
  = 98.1 amu
- แคลเซียมไนเตรท ($Ca(NO_3)_2$)
  ใน 1 formula unit ประกอบด้วยธาตุ Ca 1 อะตอม, N 2 อะตอมและ O 6 อะตอม
  มีแต่ FW = (มวลอะตอมของ Ca) + 2(มวลอะตอมของ N) + 6(มวลอะตอมของ O)
  = (40.1 amu) + 2(14.0 amu) + 6(16.0 amu)
  = 164.1 amu

โมล (mole, ตัวย่อ : mol)

- กำหนดให้สาร 1 โมลมีจำนวนองค์ประกอบ
  = จำนวนอะตอมที่มีอยู่ใน ^{12}C 12 g
  = 6.02214×10^{23} อะตอม
  = เลขอะโวกาโดร (Avogadro's number)

จาก 1 amu = $\frac{1}{12}$ มวลของ ^{12}C 1 อะตอม

$\therefore$ 1 amu = $\frac{1}{12}\left(\frac{12}{6.02214 \times 10^{23}}\right) = 1.66054 \times 10^{-24}$ g

หรือ 1 g = 6.02214×10^{23} amu

- มวลอะตอม (amu) = มวล (g) ของธาตุจำนวน 1 โมล
  FW หรือ MW (amu) = มวล (g) ของสารจำนวน 1 โมล

⇩

โมลาร์แมส (molar mass)

ความสัมพันธ์ระหว่าง
มวล โมล และจำนวนอนุภาคของสาร

O มีมวลอะตอม = 16.0 amu แสดงว่า
O จำนวน 1 mol หนัก 16.0 g มี O 6.02×10^{23} อะตอม

H_2SO_4 มีมวลโมเลกุล = 98.1 amu แสดงว่า
H_2SO_4 จำนวน 1 mol หนัก 98.1 g มี H_2SO_4 6.02×10^{23} โมเลกุล

ตัวอย่าง
Na จำนวน 20.0 g จะมี Na กี่โมล

Na มีมวลอะตอม = 23.0 amu
Na จำนวน 23.0 g จะมี Na = 1 mol
Na จำนวน 20.0 g จะมี Na = $\frac{20.0 \times 1}{23.0}$ = 0.870 mol

วิธีที่ 2 ใช้วิธีการคำนวณแบบวิเคราะห์หน่วย
Na จำนวน 20.0 g จะมี Na กี่โมล

จำนวนโมลของ Na = $(20.0\ \cancel{g\ Na})\left(\frac{1\ mol\ Na}{23.0\ \cancel{g\ Na}}\right)$

= 0.870 mol Na

ตัวอย่าง
K จำนวน 1.6 โมล จะหนักกี่กรัม

K มีมวลอะตอม = 39.1 amu
K จำนวน 1 mol จะมี K หนัก = 39.1 g
K จำนวน 1.6 mol จะมี K หนัก = 1.6 x 39.1 = 63 g
หรือจำนวน g ของ K = $(1.6\ \cancel{mol\ K})\left(\frac{39.1\ g\ K}{1\ \cancel{mol\ K}}\right)$

= 63 g K

ตัวอย่าง
จงคำนวณจำนวนอะตอมของ H ในกลูโคส ($C_6H_{12}O_6$) 1.50 g

$C_6H_{12}O_6$ มี MW = 6(12.0) + 12(1.0) + 6(16.0) = 180 amu
กลูโคส 180 g มีจำนวน H = $12 \times 6.02 \times 10^{23}$ อะตอม
กลูโคส 1.50 g มีจำนวน H = $\frac{1.50 \times 12 \times 6.02 \times 10^{23}}{180}$

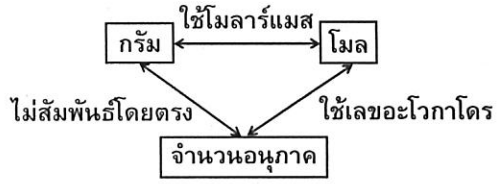
= 6.02×10^{22} อะตอม

หรือจำนวนอะตอมของ H

= $(1.50\ \cancel{g\ C_6H_{12}O_6})\left(\frac{1\ mol\ \cancel{C_6H_{12}O_6}}{180\ \cancel{g\ C_6H_{12}O_6}}\right)\left(\frac{12 \times 6.02 \times 10^{23}\ H}{1\ mol\ \cancel{C_6H_{12}O_6}}\right)$

= 6.02×10^{22} H atoms

สรุปความสัมพันธ์ระหว่าง
มวล โมล และจำนวนอนุภาคของสาร



มวลร้อยละของธาตุในสารประกอบ

$$= \frac{\text{มวลของธาตุนั้นในสูตรเคมี}}{\text{FW หรือ MW}} \times 100$$

ตัวอย่าง

จงคำนวณมวลร้อยละของ N ใน N_2O_5

MW ของ N_2O_5 = 2(14.0) + 5(16.0) = 108 amu

มวลของ N ใน N_2O_5 = 2(14.0) = 28.0 amu

$\therefore$ มวลร้อยละของ N = $\frac{28.0}{108} \times 100 = 25.9$

การหาสูตรเอมพิริคัลและสูตรโมเลกุล

- ข้อมูลที่ใช้ในการหาสูตรเอมพิริคัลของสาร ได้แก่
  - * ชนิดของธาตุที่มีอยู่ในสาร
  - * มวลอะตอมของธาตุที่มีอยู่ในสาร
  - * มวล มวลร้อยละ หรืออัตราส่วนโดยมวลของธาตุทั้งหมดที่มีอยู่ในสาร
- ข้อมูลที่ใช้ในการหาสูตรโมเลกุลของสาร
  - * สูตรเอมพิริคัลของสาร
  - * มวลโมเลกุลของสาร

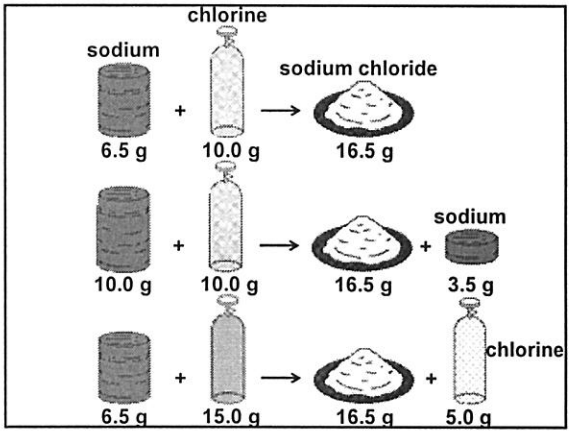
  โดย สูตรโมเลกุล = $(\text{สูตรเอมพิริคัล})_n$

  เมื่อ n = 1, 2, 3, ...

กฎสัดส่วนคงที่ (Law of definite proportions)

Joseph Proust
(1754-1826)

- เสนอโดย Proust ในปีค.ศ.1799 "อัตราส่วนโดยมวลของธาตุที่รวมกันเป็นสารประกอบหนึ่ง ๆ จะคงที่เสมอ"



ตัวอย่าง

จากการวิเคราะห์สารประกอบหนึ่ง พบ Na 60.8% B 28.5% และ H 10.5% จงหาสูตรเอมพิริคัลของสารนี้

สาร 100.0 g ประกอบด้วย Na 60.8 g, B 28.5 g, H 10.5 g

หาอัตราส่วนโดยโมลของธาตุ ดังนี้

จำนวนโมลของ Na = $60.8 \text{ g Na} \left(\frac{1 \text{ mol Na}}{23.0 \text{ g Na}}\right)$

= 2.64 mol Na

จำนวนโมลของ B = $28.5 \text{ g B} \left(\frac{1 \text{ mol B}}{10.8 \text{ g B}}\right)$

= 2.64 mol B

จำนวนโมลของ H = $10.5 \text{ g H} \left(\frac{1 \text{ mol H}}{1.0 \text{ g H}}\right)$ = 10.5 mol H

อัตราส่วนโดยโมลของ Na : B : H

= 2.64 : 2.64 : 10.5

= $\frac{2.64}{2.64} : \frac{2.64}{2.64} : \frac{10.5}{2.64}$

= 1 : 1 : 4

$\therefore$ สูตรเอมพิริคัลของสารนี้คือ $NaBH_4$

ตัวอย่าง

สารอินทรีย์ชนิดหนึ่งมี C, H และ O เป็นองค์ประกอบ เมื่อนำสารนี้มาวิเคราะห์ได้ C = 52.17%, H = 13.04%

ก. จงหาสูตรอย่างง่ายหรือสูตรเอมพิริคัลของสารนี้

ข. เมื่อนำสารนี้ไปหามวลโมเลกุลโดยวิธีจุดเยือกแข็งที่ลดต่ำลง พบว่ามีมวลโมเลกุล 46 จงหาสูตรโมเลกุลของสารนี้

สาร 100.00 g ประกอบด้วย C = 52.17 g, H = 13.04 g และ O = 100.00 – (52.17 + 13.04) = 34.79 g
หาอัตราส่วนโดยโมลของธาตุ ดังนี้

จำนวนโมลของ C $= 52.17\ g\ C \left(\frac{1\ mol\ C}{12.0\ g\ C}\right)$
$= 4.35\ mol\ C$

จำนวนโมลของ H $= 13.04\ g\ H \left(\frac{1\ mol\ H}{1.0\ g\ H}\right)$
$= 13.04\ mol\ H$

จำนวนโมลของ O $= 34.79\ g\ O \left(\frac{1\ mol\ O}{16.0\ g\ O}\right)$
$= 2.17\ mol\ O$

อัตราส่วนโดยโมลของ C : H : O $= 4.35 : 13.04 : 2.17$

$= \frac{4.35}{2.17} : \frac{13.04}{2.17} : \frac{2.17}{2.17}$

$= 2 : 6 : 1$

∴ สูตรอย่างง่ายหรือสูตรเอมพิริคัลของสารนี้คือ C_2H_6O

MW ของ $C_2H_6O = 2(12.0) + 6(1.0) + 16.0 = 46$

∴ สูตรโมเลกุลของสารนี้คือ C_2H_6O

สมการเคมี (chemical equation)

เป็นการเขียนสัญลักษณ์และสูตรเคมีเพื่อแสดงการเปลี่ยนแปลงทางเคมีของสารที่เกี่ยวข้อง

สัมประสิทธิ์บอกจำนวน (coefficients) — บอกสถานะทางกายภาพ

$CaH_2(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(aq) + 2H_2(g)$

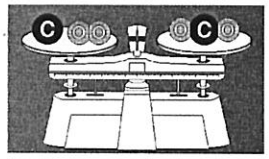
สารตั้งต้น (reactants) — ให้ (yield) — สารผลิตภัณฑ์ (products)

กฎทรงมวล (Law of conservation of mass)

Antoine Lavoisier (1743-1794)

- เสนอโดย Lavoisier ในปีค.ศ.1783 "มวลของสารตั้งต้นก่อนเกิดปฏิกิริยาจะเท่ากับมวลของสารที่ได้หลังเกิดปฏิกิริยา"

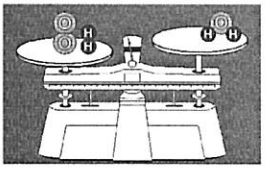
$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$



การดุลสมการ (balancing equations)

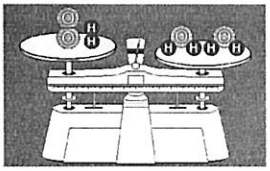
$H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow H_2O(l)$

H - 2 H - 2
O - 2 O - 1



$H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(l)$

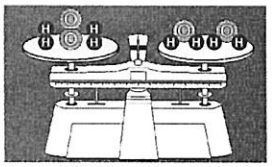
H - 2 H - 4
O - 2 O - 2



การดุลสมการ (balancing equations)

$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(l)$

H - 4 H - 4
O - 2 O - 2



ตัวอย่าง

จงดุลสมการต่อไปนี้

ก. $Sb + O_2 \longrightarrow Sb_2O_3$

ข. $ZnS + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2S$

ค. $Al + Fe_3O_4 \longrightarrow Al_2O_3 + Fe$

ง. $FeS_2 + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + SO_2$

จ. $CO_2 \longrightarrow CO + O_2$

ฉ. $H_2 + Br_2 \longrightarrow HBr$

ช. $C_4H_{10} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

ซ. $KClO_3 \longrightarrow KClO_4 + KCl$

ฌ. $Na_2S_2O_3 + I_2 \longrightarrow NaI + Na_2S_4O_6$

ญ. $C_7H_6O_2 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

ฏ. $ZnS + O_2 \longrightarrow ZnO + SO_2$

ก. $2Sb + 3/2O_2 \longrightarrow Sb_2O_3$

$4Sb + 3O_2 \longrightarrow 2Sb_2O_3$

ข. $ZnS + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2S$

ค. ~~$2Al + Fe_3O_4 \longrightarrow Al_2O_3 + 3Fe$~~

$8Al + 3Fe_3O_4 \longrightarrow 4Al_2O_3 + 9Fe$

ง. $2FeS_2 + 11/2O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + 4SO_2$

$4FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$

จ. $2CO_2 \longrightarrow 2CO + O_2$

ฉ. $H_2 + Br_2 \longrightarrow 2HBr$

ช. $C_4H_{10} + 13/2O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 5H_2O$

$2C_4H_{10} + 13O_2 \longrightarrow 8CO_2 + 10H_2O$

ซ. ~~$2KClO_3 \longrightarrow KClO_4 + KCl$~~

$4KClO_3 \longrightarrow 3KClO_4 + KCl$

ฌ. $2Na_2S_2O_3 + I_2 \longrightarrow 2NaI + Na_2S_4O_6$

ญ. $C_7H_6O_2 + 15/2O_2 \longrightarrow 7CO_2 + 3H_2O$

$2C_7H_6O_2 + 15O_2 \longrightarrow 14CO_2 + 6H_2O$

ฏ. $ZnS + 3/2O_2 \longrightarrow ZnO + SO_2$

$2ZnS + 3O_2 \longrightarrow 2ZnO + 2SO_2$

ปริมาณสัมพันธ์ในปฏิกิริยาเคมี

$P_4 + 6H_2 \longrightarrow 4PH_3$

1 โมเลกุล	6 โมเลกุล	4 โมเลกุล
$1 \times 6.02 \times 10^{23}$ โมเลกุล	$6 \times 6.02 \times 10^{23}$ โมเลกุล	$4 \times 6.02 \times 10^{23}$ โมเลกุล
1 โมล	6 โมล	4 โมล

∴ อัตราส่วนโดยโมลของสารที่ทำปฏิกิริยากัน = อัตราส่วนโดยอะตอม โมเลกุล หรือไอออนที่ทำปฏิกิริยากัน

การคำนวณหาปริมาณต่าง ๆ จากสมการเคมีที่ดุลแล้ว

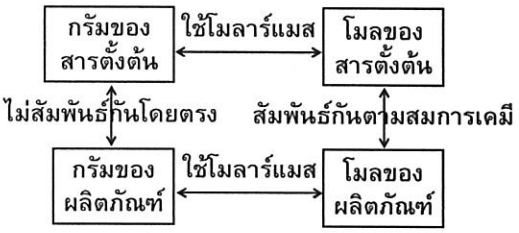
ตัวอย่าง

จงคำนวณมวลของ $ZnCl_2$ ที่ได้จาก Zn 100.0 g

$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$

- เราไม่สามารถคำนวณกรัมของสารหนึ่งจากกรัมของอีกสารหนึ่งได้โดยตรง
- แต่เราสามารถเปลี่ยนกรัมให้เป็นโมล แล้วใช้อัตราส่วนโดยโมลในการคำนวณ
- อัตราส่วนโดยโมลของสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์ ดูได้จากสัมประสิทธิ์ในสมการเคมีที่ดุลแล้ว

การคำนวณหาปริมาณต่าง ๆ จากสมการเคมีที่ดุลแล้ว



จงคำนวณมวลของ $ZnCl_2$ ที่ได้จาก Zn 100.0 g

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$
1 โมล 2 โมล 1 โมล 1 โมล

เราสามารถเขียนปริมาณสัมพันธ์ได้หลายแบบดังนี้

$2\ mol\ HCl \approx 1\ mol\ ZnCl_2$ $\quad$ $1\ mol\ Zn \approx 2\ mol\ HCl$

$\boxed{1\ mol\ Zn \approx 1\ mol\ ZnCl_2}$ $\quad$ $2\ mol\ HCl \approx 1\ mol\ H_2$

$1\ mol\ H_2 \approx 1\ mol\ ZnCl_2$ $\quad$ $1\ mol\ Zn \approx 1\ mol\ H_2$

≈ หมายถึงมีปริมาณสัมพันธ์กัน

การคำนวณมี 3 ขั้นตอนดังนี้

- เปลี่ยน g Zn เป็น mol Zn
- เปลี่ยน mol Zn เป็น mol $ZnCl_2$
- เปลี่ยน mol $ZnCl_2$ เป็น g $ZnCl_2$

- เปลี่ยน g Zn เป็น mol Zn

$$(100.0\ \cancel{g\ Zn})\left(\frac{1\ mol\ Zn}{65.4\ \cancel{g\ Zn}}\right) = 1.53\ mol\ Zn$$

- เปลี่ยน mol Zn เป็น mol $ZnCl_2$

$$(1.53\ \cancel{mol\ Zn})\left(\frac{1\ mol\ ZnCl_2}{1\ \cancel{mol\ Zn}}\right) = 1.53\ mol\ ZnCl_2$$

- เปลี่ยน mol $ZnCl_2$ เป็น g $ZnCl_2$

$$(1.53\ \cancel{mol\ ZnCl_2})\left(\frac{136.4\ g\ ZnCl_2}{1\ \cancel{mol\ ZnCl_2}}\right) = 209\ g\ ZnCl_2$$

- เมื่อรวมทุกขั้นตอนไว้ด้วยกัน

$$(100.0\ \cancel{g\ Zn})\left(\frac{1\ \cancel{mol\ Zn}}{65.4\ \cancel{g\ Zn}}\right)\left(\frac{1\ mol\ ZnCl_2}{1\ \cancel{mol\ Zn}}\right)\left(\frac{136.4\ g\ ZnCl_2}{1\ mol\ ZnCl_2}\right)$$
$$= 209\ g\ ZnCl_2$$

ตัวอย่าง

แอมโมเนียมซัลเฟต $[(NH_4)_2SO_4]$ ซึ่งเป็นปุ๋ยชนิดหนึ่ง เตรียมได้จากปฏิกิริยาระหว่างแอมโมเนียกับกรดซัลฟิวริก ดังสมการ

$$2NH_3(g) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow (NH_4)_2SO_4(aq)$$

ถ้าต้องการผลิต $(NH_4)_2SO_4$ 1.00×10^5 kg จะต้องใช้ NH_3 กี่ kg

$$(1.00 \times 10^8\ \cancel{g\ (NH_4)_2SO_4})\left(\frac{1\ mol\ (NH_4)_2SO_4}{132.1\ \cancel{g\ (NH_4)_2SO_4}}\right)$$
$$\left(\frac{2\ \cancel{mol\ NH_3}}{1\ \cancel{mol\ (NH_4)_2SO_4}}\right)\left(\frac{17.0\ g\ NH_3}{1\ \cancel{mol\ NH_3}}\right) = 2.57 \times 10^7\ g\ NH_3$$
$$= 2.57 \times 10^4\ kg\ NH_3$$

ตัวอย่าง

เป็นเวลาหลายปีมาแล้วที่เราแยกทองคำออกจากวัสดุอื่นโดยนำไปทำปฏิกิริยากับโพแทสเซียมไซยาไนด์ ดังสมการ

$$4Au + 8KCN + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4KAu(CN)_2 + 4KOH$$

ถ้าต้องการสกัดทองคำ 29.0 g (ประมาณ 1 ออนซ์) จะต้องใช้ KCN อย่างน้อยที่สุดกี่โมล

$$(29.0\ \cancel{g\ Au})\left(\frac{1\ \cancel{mol\ Au}}{197.0\ \cancel{g\ Au}}\right)\left(\frac{8\ mol\ KCN}{4\ \cancel{mol\ Au}}\right)$$
$$= 0.294\ mol\ KCN$$

ผลได้ตามทฤษฎี (theoretical yield)

= ปริมาณของสารผลิตภัณฑ์ที่คำนวณได้จากปริมาณสัมพันธ์ของสมการเคมีที่ดุลแล้ว

โดยทั่วไปผลได้ตามทฤษฎี > ผลได้จริง (actual yield)

ร้อยละผลได้ (percent yield)

$$= \frac{\text{ผลได้จริง}}{\text{ผลได้ตามทฤษฎี}} \times 100$$

ตัวอย่าง

ไฮโดรเจนฟลูออไรด์เป็นสารที่ใช้ในการผลิตฟรีออน (ซึ่งทำลายโอโซนในสตราโตสเฟียร์) และในการผลิตโลหะอะลูมิเนียม สารนี้เตรียมได้จากปฏิกิริยา

$$CaF_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + 2HF$$

ถ้าให้ CaF_2 6.00 kg ทำปฏิกิริยากับ H_2SO_4 มากเกินพอ แล้วพบว่าได้ HF 2.86 kg จงคำนวณร้อยละผลได้ของ HF

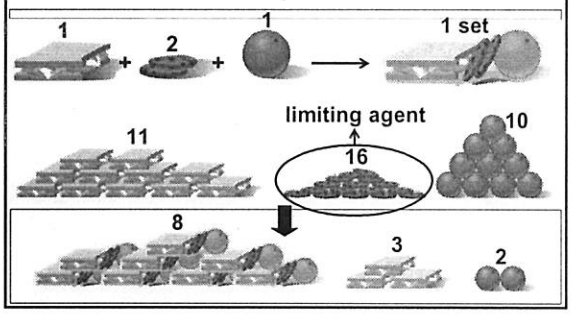
ผลได้ตามทฤษฎีของ HF

$$= (6.00 \times 10^3\ \cancel{g\ CaF_2})\left(\frac{1\ \cancel{mol\ CaF_2}}{78.1\ \cancel{g\ CaF_2}}\right)\left(\frac{2\ \cancel{mol\ HF}}{1\ \cancel{mol\ CaF_2}}\right)$$
$$\left(\frac{20.0\ g\ HF}{1\ \cancel{mol\ HF}}\right) = 3.07 \times 10^3\ g\ HF = 3.07\ kg\ HF$$

$\therefore$ ร้อยละผลได้ของ HF $= \frac{2.86\ kg}{3.07\ kg} \times 100 = 93.2$

สารกำหนดปริมาณ (limiting agent)

= สารตั้งต้นที่เกิดปฏิกิริยาหมดไปก่อนสารตั้งต้นตัวอื่น จึงเป็นตัวกำหนดปริมาณของสารผลิตภัณฑ์



ตัวอย่าง

พิจารณาปฏิกิริยา

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

ถ้าให้ MnO_2 0.86 โมล ทำปฏิกิริยากับ HCl 48.2 g สารใดจะหมดก่อน และจะเกิด Cl_2 กี่กรัม

$$1 \text{ mol } MnO_2 \approx 4 \text{ mol HCl}$$

$$0.86 \text{ mol } MnO_2 \approx 0.86 \times 4 \text{ mol HCl} \left(\frac{36.5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}}\right)$$

$$\approx 125.56 \text{ g HCl}$$

$\therefore$ HCl หมดก่อน

$$\text{จะเกิด } Cl_2 = (48.2 \text{ g HCl})\left(\frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ g HCl}}\right)\left(\frac{1 \text{ mol } Cl_2}{4 \text{ mol HCl}}\right)\left(\frac{71.0 \text{ g } Cl_2}{1 \text{ mol } Cl_2}\right) = 23.4 \text{ g } Cl_2$$

ความเข้มข้นของสารละลาย

สารละลาย = ของผสมเนื้อเดียว (homogeneous mixture) ประกอบด้วยตัวทำละลาย (solvent) และตัวถูกละลาย (solute)

- ตัวทำละลาย: มีปริมาณน้อยกว่า, มีได้ > 1 ชนิด
- ตัวถูกละลาย: มีปริมาณมากกว่า, เป็นตัวกำหนดสถานะของสารละลาย

เช่น อากาศ(g) : ตัวทำละลาย = N_2, ตัวถูกละลาย = O_2, CO_2 ฯลฯ

เหล็กกล้า(s) : ตัวทำละลาย = Fe, ตัวถูกละลาย = C

น้ำอัดลม(l) : ตัวทำละลาย = น้ำ, ตัวถูกละลาย = CO_2, น้ำตาล ฯลฯ

หน่วยความเข้มข้นของสารละลาย

- ร้อยละโดยมวล (percent by mass)
$$= \frac{\text{g ของตัวถูกละลาย}}{\text{g ของตัวถูกละลาย + g ของตัวทำละลาย}} \times 100$$
- ร้อยละโดยปริมาตร (percent by volume)
$$= \frac{\text{mL (หรือ L) ของตัวถูกละลาย}}{\text{mL (หรือ L) ของสารละลาย}} \times 100$$
- โมลาริตี (molarity, M) $= \frac{\text{mol ของตัวถูกละลาย}}{\text{L ของสารละลาย}}$
- เศษส่วนโมล (mole fraction, x)
$$x_{\text{ตัวถูกละลาย}} = \frac{\text{mol}_{\text{ตัวถูกละลาย}}}{\text{mol}_{\text{ตัวถูกละลาย}} + \text{mol}_{\text{ตัวทำละลาย}}}$$

$$x_{\text{ตัวทำละลาย}} = \frac{\text{mol}_{\text{ตัวทำละลาย}}}{\text{mol}_{\text{ตัวถูกละลาย}} + \text{mol}_{\text{ตัวทำละลาย}}}$$

โดย $x_{\text{ตัวถูกละลาย}} + x_{\text{ตัวทำละลาย}} = 1$

- โมแลล (molal, m) $= \frac{\text{mol ของตัวถูกละลาย}}{\text{kg ของตัวทำละลาย}}$
- ppm (parts per million) $= \frac{\text{g ของตัวถูกละลาย}}{\text{g ของสารละลาย}} \times 10^6$

หรือกรณีที่เป็นสารละลายเจือจางและมีน้ำเป็นตัวทำละลาย

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg ของตัวถูกละลาย}}{\text{L ของสารละลาย}}$$

- ppb (parts per billion) $= \frac{\text{g ของตัวถูกละลาย}}{\text{g ของสารละลาย}} \times 10^9$

หรือกรณีที่เป็นสารละลายเจือจางและมีน้ำเป็นตัวทำละลาย

$$\text{ppb} = \frac{\mu\text{g ของตัวถูกละลาย}}{\text{L ของสารละลาย}}$$

ตัวอย่าง

จงคำนวณโมลาริตี โมแลล เศษส่วนโมล และร้อยละโดยมวลของ NH_3 ในสารละลายที่ประกอบด้วย NH_3 30.0 g ในน้ำ 70.0 g สารละลายมีความหนาแน่น 0.982 g/mL

ตัวถูกละลาย = NH_3

$\text{mol } NH_3 = (30.0 \text{ g } \cancel{NH_3})\left(\frac{1 \text{ mol } NH_3}{17.0 \text{ g } \cancel{NH_3}}\right) = 1.76 \text{ mol } NH_3$

g สารละลาย = g ตัวถูกละลาย + g ตัวทำละลาย
= 30.0 g + 70.0 g = 100.0 g

$\text{L สารละลาย} = (100.0 \text{ g } \cancel{\text{สลล}})\left(\frac{1 \text{ mL } \cancel{\text{สลล}}}{0.982 \text{ g } \cancel{\text{สลล}}}\right)\left(\frac{1 \text{ L สลล}}{10^3 \text{ mL } \cancel{\text{สลล}}}\right)$
= 0.102 L สารละลาย

$\text{โมลาริตี} = \frac{\text{mol ของตัวถูกละลาย}}{\text{L ของสารละลาย}} = \frac{1.76 \text{ mol } NH_3}{0.102 \text{ L สารละลาย}}$
= 17.3 M

$\text{โมแลล} = \frac{\text{mol ของตัวถูกละลาย}}{\text{kg ของตัวทำละลาย}} = \frac{1.76 \text{ mol } NH_3}{70.0 \times 10^{-3} \text{ kg น้ำ}}$
= 25.1 m

$\text{mol น้ำ} = (70.0 \text{ g } \cancel{\text{น้ำ}})\left(\frac{1 \text{ mol น้ำ}}{18.0 \text{ g } \cancel{\text{น้ำ}}}\right) = 3.89 \text{ mol น้ำ}$

$\text{เศษส่วนโมล} = \frac{\text{mol ของตัวถูกละลาย}}{\text{mol รวม}}$

$x_{NH_3} = \frac{1.76 \text{ mol } NH_3}{1.76 \text{ mol } NH_3 + 3.89 \text{ mol น้ำ}} = 0.312$

$\text{ร้อยละโดยมวล} = \frac{\text{g ของตัวถูกละลาย}}{\text{g ของสารละลาย}} \times 100$

$= \frac{30.0 \text{ g } NH_3}{100.0 \text{ g สารละลาย}} \times 100$

= 30.0

ตัวอย่าง

ถ้าต้องการเตรียมสารละลาย $BaCl_2$ เข้มข้น 12.0% โดยมวลจำนวน 50.0 g จากเกลือ $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ และน้ำบริสุทธิ์ จะต้องเตรียมอย่างไร

$\text{ร้อยละโดยมวล} = \frac{\text{g ของตัวถูกละลาย}}{\text{g ของสารละลาย}} \times 100$

$12.0 = \frac{\text{g } BaCl_2}{50.0 \text{ g สารละลาย}} \times 100$

$\text{g } BaCl_2 = \frac{12.0 \times 50.0}{100} = 6.00 \text{ g}$

$\text{ต้องชั่ง } BaCl_2 \cdot 2H_2O = (6.00 \text{ g } \cancel{BaCl_2})\left(\frac{1 \text{ mol } \cancel{BaCl_2}}{208.3 \text{ g } \cancel{BaCl_2}}\right)$

$\left(\frac{1 \text{ mol } \cancel{BaCl_2 \cdot 2H_2O}}{1 \text{ mol } \cancel{BaCl_2}}\right)\left(\frac{244.3 \text{ g } BaCl_2 \cdot 2H_2O}{1 \text{ mol } \cancel{BaCl_2 \cdot 2H_2O}}\right) = 7.04 \text{ g}$

ต้องชั่งน้ำ = 50.0 g – 7.04 g = 42.96 g

∴ ต้องใช้ $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ 7.04 g ละลายในน้ำ 42.96 g จึงจะได้สารละลาย $BaCl_2$ เข้มข้น 12.0% โดยมวล จำนวน 50.0 g

ตัวอย่าง

เมื่อนำสารละลาย K_2SO_4 0.20 m หนัก 250 g มาระเหยให้แห้ง จะเหลือ K_2SO_4 หนักกี่กรัม

$\text{โมแลล} = \frac{\text{mol ของตัวถูกละลาย}}{\text{kg ของตัวทำละลาย}}$

$\text{ความเข้มข้น 0.20 m หมายถึง } \frac{0.20 \text{ mol } K_2SO_4}{1 \text{ kg ตัวทำละลาย}}$

$\text{g } K_2SO_4 = (0.20 \text{ mol } \cancel{K_2SO_4})\left(\frac{174.3 \text{ g } K_2SO_4}{1 \text{ mol } \cancel{K_2SO_4}}\right) = 34.86 \text{ g}$

จะได้สารละลายหนัก = 1000 + 34.86 = 1034.86 g

ดังนั้น สำหรับสารละลายหนัก 250 g จะมี K_2SO_4

$= (250 \text{ g } \cancel{\text{สารละลาย}})\left(\frac{34.86 \text{ g } K_2SO_4}{1034.86 \text{ g } \cancel{\text{สารละลาย}}}\right)$

= 8.4 g K_2SO_4

ตัวอย่าง

เกลือซิงค์ไนเตรท $[Zn(NO_3)_2]$ 75.6 g จะใช้เตรียมสารละลายซิงค์ไนเตรทเข้มข้น 0.250 M ได้กี่ลิตร

$\text{L สารละลาย} = (75.6 \text{ g } \cancel{Zn(NO_3)_2})\left(\frac{1 \text{ mol } \cancel{Zn(NO_3)_2}}{189.4 \text{ g } \cancel{Zn(NO_3)_2}}\right)$

$\left(\frac{1 \text{ L สารละลาย}}{0.250 \text{ mol } \cancel{Zn(NO_3)_2}}\right) = 1.60 \text{ L สารละลาย}$

ตัวอย่าง

จะต้องใช้ Na_2CO_3 หนักกี่กรัม เพื่อเตรียมสารละลาย 50 mL ที่มีความเข้มข้นของ Na^+ 7000 ppm

$7000 \text{ ppm } Na^+ = \frac{7000 \text{ mg } Na^+}{1 \text{ L สารละลาย}} = \frac{7 \text{ g } Na^+}{1000 \text{ mL สารละลาย}}$

$\text{g } Na_2CO_3 = \left(\frac{7 \text{ g } \cancel{Na^+}}{1000 \text{ mL } \cancel{\text{สารละลาย}}}\right)\left(\frac{1 \text{ mol } \cancel{Na^+}}{23.0 \text{ g } \cancel{Na^+}}\right)$

$\left(\frac{1 \text{ mol } \cancel{Na_2CO_3}}{2 \text{ mol } \cancel{Na^+}}\right)\left(\frac{106 \text{ g } Na_2CO_3}{1 \text{ mol } \cancel{Na_2CO_3}}\right)(50 \text{ mL } \cancel{\text{สารละลาย}})$

= 0.81 g Na_2CO_3

การเจือจางสารละลาย

จำนวนโมลของตัวถูกละลายก่อนเจือจาง = หลังเจือจาง

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

ตัวอย่าง

จะต้องเติมสารละลาย 18.0 M H_3PO_4 5.00 mL ลงในน้ำ จำนวนกี่ mL เพื่อให้ได้สารละลาย H_3PO_4 เข้มข้น 3.00 M

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$(18.0\ M)(5.00\ mL) = (3.00\ M)(V_2)$$

$$V_2 = \frac{(18.0\ M)(5.00\ mL)}{3.00\ M} = 30.0\ mL$$

$\therefore$ จะต้องเติมสารละลาย 18.0 M H_3PO_4 5.00 mL ลงในน้ำ จำนวน 25.0 mL จึงจะได้สารละลาย 3.00 M H_3PO_4 30.0 mL