บทที่ 4: ปริมาณสารสัมพันธ์

Ch04: Stoichiometry

Department of Chemistry,
School of Science, KMITL

ปริมาณสารสัมพันธ์

มวลโมเลกุล (m.w.), Molar mass, มวลสูตร
(Covalent) (Ionic)

a.m.u
มวลอะตอม

8 15.99
oxygen

(C=12, H=1, O=16, N=14)

$H_2O = 2(H) + 1(O) = 2(1) + 1(16) = 18$ g/mol

$H_2SO_4 = 2(H) + S + 4(O) = 2(1) + 32 + 4(16) = 98$ g/mol

$Na_2SO_4 \cdot 2H_2O = 2(Na) + S + 4(O) + 2(H_2O)$
$= 2(23) + 32 + 4(16) + 2(18) = 178$ g/mol

สาร 1 mol มีอนุภาค = 6.02×10^{23} อนุภาค
อะตอม ⇐ atom
สปก. ⇐ โมเลกุล
CVL
Ionic ⇐ ไอออน

H_2O 1 mol มีมวล 18 g
CH_3COOH 1 mol มีมวล 60 g
↓
$M = 2(C) + 4(H) + 2(O)$
$= 2(12) + 4(1) + 2(16)$
$= 60$ g/mol

② น้ำหนักมวล

① จน. อนุภาค

สาร 1 โมล

③ ปริมาตร (gas) ⇒ STP

0°C = 273 K

$SO_2(g)$
$O_2(g)$
$NH_3(g)$

$O_2(g)$ 1 mol มีปริมาตร = 22.4 dm^3
22,400 cm^3

- ปริมาณสารสัมพันธ์ เป็นการศึกษาความสัมพันธ์เชิงปริมาณระหว่างสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์ในปฏิกิริยาเคมี ซึ่งเป็นพื้นฐานสำคัญในการคำนวณและทำนายผลของปฏิกิริยาเคมี
- บทนี้จะอธิบายหลักการและวิธีการคำนวณปริมาณสารในปฏิกิริยาเคมีต่าง ๆ
- การเข้าใจหลักการปริมาณสารสัมพันธ์จะช่วยให้นักศึกษาสามารถคำนวณปริมาณสารที่เกิดขึ้นในปฏิกิริยา ปริมาณสารที่ใช้ไป และปริมาณสารที่เหลือได้อย่างถูกต้อง นอกจากนี้ยังเป็นความรู้พื้นฐานสำหรับการศึกษาเคมีในระดับที่สูงขึ้น และการประยุกต์ใช้ในชีวิตประจำวัน

สารประกอบเคมี (Chemical Compounds)

โมเลกุลของสารประกอบจะมีธาตุอย่างน้อย 2 ชนิดในโมเลกุลโดยจะมีสูตรเคมีแบบย่อเป็นตัวระบุ โดยจะใช้สัญลักษณ์ธาตุในการแสดงชนิดของธาตุและมีตัวเลขห้อยเพื่อระบุจำนวนของอะตอมของธาตุนั้นในโมเลกุล หากเป็นเลข 1 จะไม่ใส่ตัวเลข 1 ระบุไว้

สูตรอย่างง่าย (Empirical Formula)

สูตรอย่างง่ายคือสูตรที่แสดงอัตราส่วนลงตัวน้อยที่สุดระหว่างชนิดของธาตุในโมเลกุล ทั้งนี้ตัวเลขต้องเป็นจำนวนเต็มเท่านั้น

สูตรโมเลกุล (Molecular Formula)

สูตรโมเลกุลจะต้องแสดงจำนวนทั้งหมดของแต่ละธาตุในโมเลกุล ตัวอย่างเช่น P_2O_5 ทั้งนี้ข้อสังเกตุจะได้ว่า

สูตรโมเลกุล = $(\text{สูตรอย่างง่าย})_n$ โดย n = 1, 2, 3,... ตัวอย่างเช่น

โมเลกุล P_2O_5 = $(P_2O_5)_1$

โมเลกุล P_4O_{10} = $(P_2O_5)_2$

มวลอะตอมและมวลโมเลกุล

มวลอะตอม (Atomic Mass)

มวลอะตอม คือมวลเฉลี่ยของอะตอมของธาตุนั้น ๆ โดยพิจารณาจากไอโซโทปที่มีอยู่ตามธรรมชาติ มีน่วยเป็น u (unified atomic mass unit) หรือ amu (atomic mass unit) โดย 1 u = 1.66054×10^{-24} g

มวลโมเลกุล (Molecular Mass)

มวลโมเลกุลคือผลรวมของมวลอะตอมของธาตุทั้งหมดที่เป็นองค์ประกอบในโมเลกุลนั้น คำนวณได้จากการนำมวลอะตอมของแต่ละธาตุคูณด้วยจำนวนอะตอมของธาตุนั้นในโมเลกุล แล้วนำมารวมกัน ตัวอย่างเช่น

H_2O มีมวลโมเลกุลเป็น = 2(มวลอะตอมของ H) + 1(มวลอะตอมของ O)

= 2(1) + 1(16) = 18 amu (น้ำหนักของ 1 โมเลกุล)

มวลสูตร

มวลสูตร (Formula Mass)

มวลสูตรใช้สำหรับสารประกอบไออนิก คำนวณเช่นเดียวกับมวลโมเลกุล คือผลรวมของมวลอะตอมของธาตุทุกตัวในสูตรเคมี มีหน่วยเป็น u เช่นกัน

มวลโมเลกุลของแบเรียมไนเตรต $Ba(NO_3)_2$ มีค่าเท่าใด

One mole of barium nitrate contains exactly one mole of Ba^{2+} ions and two moles of NO_3^- ions. The two moles of NO_3^- ions contain two moles of N atoms and six moles of O atoms. Therefore, the molar mass of $Ba(NO_3)_2$ is calculated as follows.

$$1\ \cancel{\text{mol Ba}} \times \frac{137.33\ \text{g Ba}}{\cancel{\text{mol Ba}}} = 137.33\ \text{g Ba}$$

$$2\ \cancel{\text{mol N}} \times \frac{14.01\ \text{g N}}{\cancel{\text{mol N}}} = 28.02\ \text{g N}$$

$$6\ \cancel{\text{mol O}} \times \frac{16.00\ \text{g O}}{\cancel{\text{mol O}}} = 96.00\ \text{g O}$$

molar mass of $Ba(NO_3)_2$ = 261.35 g/mol

โมลและจำนวนอนุภาค

โมลของสารประกอบ (Mole of a Compound; mol)

โมลเป็นหน่วยที่ใช้ในการเปรียบเทียบปริมาณสารในปฏิกิริยาเคมี ทำให้สามารถคำนวณปริมาณสารที่เข้าทำปฏิกิริยาและผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นได้อย่างถูกต้อง โดยอาศัยอัตราส่วนจำนวนโมลจากสมการเคมีที่สมดุล

เนื่องจากอะตอมมีมวลที่น้อยมากซึ่งหน่วยจะเป็น amu ไม่สามารถชั่งได้ ดังนั้นเพื่อความสะดวกจึงใช้ในหน่วยเป็นกรัม โดย 1 โมล มีจำนวน 6.02×10^{23} เสมอ แล้วเปลี่ยนหน่วยน้ำหนักจาก amu เป็นกรัม ตัวอย่างเช่น

	$MgCl_2$ 1 โมเลกุล	จะมีน้ำหนัก	Mg + 2Cl = 24 + 2(35.5) = 95 amu
ดังนั้น	$MgCl_2$ 1 โมล	จะมีน้ำหนัก	95 กรัม (น้ำหนักของ 6.02×10^{23} โมเลกุล)

ความสัมพันธ์ระหว่างโมลและจำนวนอนุภาค

Mole of a Compound

Avogadro's Constant

$N_A = 6.022 \times 10^{23}\ mol^{-1}$

Specifically, a *mole of compound* is an amount of compound containing Avogadro's number (6.02214×10^{23}) of formula units or molecules. **The molar mass is the mass of one mole of compound.**

$$1\ mol\ H_2O = 18.0153\ g\ H_2O = 6.02214 \times 10^{23}\ H_2O\ molecules$$

$$1\ mol\ MgCl_2 = 95.211\ g\ MgCl_2 = 6.02214 \times 10^{23}\ MgCl_2\ formula\ units$$

$$1\ mol\ Mg(NO_3)_2 = 148.3148\ g\ Mg(NO_3)_2$$

$$= 6.02214 \times 10^{23}\ Mg(NO_3)_2\ formula\ units$$

Density, d	converts from volume to mass
Molar mass, M	converts from mass to amount (mol)
Avogadro constant, N_A	converts from amount (mol) to elementary entities

Conversion Factor

Neon 1 mol = 6.02 x 10^{23} atoms = 20.18 g

$$\frac{1 mol\ Ne}{6.02\times10^{23}\ atoms} = \frac{6.02\times10^{23}\ atoms}{1 mol\ Ne} = \frac{1 mol\ Ne}{20.18\ g\ Ne} = \frac{20.18\ g\ Ne}{6.02\times10^{23}\ atoms} = 1$$

เนื่องจากมีค่าเท่ากันในหน่วยที่ต่างกัน จึงนำไปใช้ในการเปลี่ยนหน่วยได้

$$mol\ Ne = \frac{1\ mol\ Ne}{20.18\ \cancel{g\ Ne}} \times 0.00426\ \cancel{g\ Ne} = 2.11\times10^{-4}\ mol\ Ne$$

ตัวอย่าง จงหาปริมาณและจำนวนโมลของนีออนปริมาณ 0.00426 กรัม

Ne = 20.18 g/mol

$$Atoms\ Ne = \frac{6.02\times10^{23}\ Atoms\ Ne}{1\ \cancel{mol\ Ne}} \times 2.11\times10^{-4}\ \cancel{mol\ Ne} = 1.27\times10^{20}\ atoms$$

$$0.00426\ g\ Ne \times \frac{1\ mol\ Ne}{20.18\ g\ Ne} = 2.11\times10^{-4}\ mol\ Ne$$

$$0.00426\ g\ Ne \times \frac{1\ mol\ Ne}{20.18\ g\ Ne} \times \frac{6.02\times10^{23}\ atoms}{1\ mol\ Ne} = 1.27\times10^{20}\ atoms\ Ne$$

ก๊าซโบรมีนปริมาณ 3.2 โมล มีมวลเป็นกี่กรัม

$Br_2 = 2(80) = 160$ g/mol

Br_2

$$(Br_2): 2 \times 79.904 \text{ g/mol} = 159.808 \text{ g/mol}$$

$$\text{Mass} = 3.20 \text{ mol} \times 159.808 \text{ g/mol} = 511.3856 \text{ g}$$

$$g\,Br_2 = \frac{160 \text{ g } Br_2}{1 \text{ mol } Br_2} \times 3.2 \text{ mol } Br_2 = 512 \text{ g}$$

$$\text{Atom Br} = \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ Atom Br}}{1 \text{ mol Br}} \times \frac{2 \text{ mol Br}}{1 \text{ mol } Br_2} \times 3.2 \text{ mol } Br_2$$

$$= 3.85 \times 10^{24} \text{ Atom Br}$$

C=13 mol C H=18 mol H O = 2 mol O

ไอบูโพรเฟน (Ibuprofen, $C_{13}H_{18}O_2$) เป็นสารออกฤทธิ์ที่พบในยาแก้ปวด มีมวลโมเลกุล 206.28 กรัมต่อโมล

mol $C_{13}H_{18}O_2$ = $\frac{1 \text{ mol } C_{13}}{206.28 \text{ g } C_{13}} \times 33 \text{ g } C_{13} = \frac{33}{206.28} = 0.16 \text{ mol } C_{13}H_{18}O_2$

a) หากเม็ดยาในขวดมีไอบูโพรเฟนรวมเท่ากับ 33 กรัม ขวดนั้นจะมีไอบูโพรเฟนกี่โมล?

b) ในขวดข้างต้นมีจำนวนโมเลกุลของไอบูโพรเฟนกี่โมเลกุล?

โมเลกุล C_{13} = $\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ โมเลกุล } C_{13}}{1 \text{ mol } C_{13}} \times 0.16 \text{ mol } C_{13}$

$= 6.02 \times 10^{23} \times 0.16 = 9.6 \times 10^{22}$ โมเลกุล

c) มวลรวมของอะตอมคาร์บอนในไอบูโพรเฟน 33 กรัม มีค่าเป็นกี่กรัม ?

g C

g C = $\frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \times \frac{13 \text{ mol C}}{1 \text{ mol ของ}} \times 0.16 \text{ mol ของ}$

$= 12 \times 13 \times 0.16$

$= 24.96$ g C

a. $33 \text{ g } C_{13}H_{18}O_2 \times \frac{1 \text{ mol } C_{13}H_{18}O_2}{206.31 \text{ g } C_{13}H_{18}O_2} = 0.16 \text{ mol } C_{13}H_{18}O_2$

b. $0.16 \text{ mol } C_{13}H_{18}O_2 \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ molecules}}{\text{mol}} = 9.6 \times 10^{22} \text{ molecules } C_{13}H_{18}O_2$

c. $0.16 \text{ mol } C_{13}H_{18}O_2 \times \frac{13 \text{ mol C}}{\text{mol } C_{13}H_{18}O_2} \times \frac{12.01 \text{ g C}}{\text{mol C}} = 25 \text{ g C}$

The bottle contains 0.16 mol of ibuprofen, which is 9.6×10^{22} molecules of ibuprofen.

The sample of ibuprofen contains 25 g of carbon.

ร้อยละองค์ประกอบของธาตุในโมเลกุล (Elemental Composition in the Substance)

$$\%_{\text{ธาตุ}} = \frac{\text{น้ำหนักของธาตุนั้น}}{\text{มวลโมเลกุลของสาร}} x\ 100 = \frac{(\text{จำนวนอะตอม})(\text{น้ำหนักของอะตอม})}{\text{มวลโมเลกุลของสาร}} x\ 100$$

ตัวอย่าง สารประกอบโครเมียมชนิดหนึ่งประกอบด้วย Cr: 26.52%, S: 24.52%, O: 48.95% มีมวลโมเลกุล 392 g/mol จงหาสูตรโมเลกุลของสารประกอบกอบโครเมียมนี้

Cr : S : O

$$Cr: S: O = \frac{26.52}{52} : \frac{24.52}{32} : \frac{48.95}{16} = 0.51 : 0.766 : 3.05 = 1 : 1.5 : 6 = 2 : 3 : 12 \Rightarrow Cr_2S_3O_{12}$$

0.51 0.51 0.51 1 : 1.5 : 5.98 ×2

ดังนั้นสูตรอย่างง่ายเป็น $Cr_2S_3O_{12}$

สูตรโมเลกุล = (สูตรอย่างง่าย)$_n$ = (2(52) + 3(32) + 12(16))n = (392)n

ดังนั้น n = 1

$(Cr_2S_3O_{12})n = 392$

$(392)n = 392$

$n = 1$

สูตรโมเลกุลจึงเป็น $Cr_2S_3O_{12}$

เกลือบางชนิดสามารถตกผลึกจากสารละลายที่มีน้ำอยู่ด้วย ทำให้เกลือเหล่านี้สามารถกักเก็บโมเลกุลของน้ำไว้ภายในโครงสร้างผลึกของตนเองได้ โซเดียมคาร์บอเนตสามารถเกิดเป็นสารไฮเดรต ซึ่งมีน้ำจำนวน 10 โมเลกุลต่อหนึ่งหน่วยสูตรของโซเดียมคาร์บอเนต จงคำนวณหาค่าร้อยละโดยมวลของน้ำในสารประกอบโซเดียมคาร์บอเนตเดคาไฮเดรต (sodium carbonate decahydrate, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$) ซึ่งมีมวลโมเลกุลเท่ากับ 286.19 กรัมต่อโมล

MW = 286.19 g/mol

One mole of $Na_2CO_3 \bullet 10H_2O$ contains 10 mol H_2O. As noted earlier, the molar mass of H_2O is 18.02 g/mol. The mass of 10 mol H_2O is calculated as follows.

$$10\ \cancel{\text{mol } H_2O} \times \frac{18.02\ \text{g } H_2O}{\cancel{\text{mol } H_2O}} = 180.2\ \text{g } H_2O$$

mass of H_2O per mole of $Na_2CO_3 \bullet 10H_2O = 180.2$ g

The molar mass of $Na_2CO_3 \bullet 10H_2O$ is 286.19 g/mol, so we know that 1 mol of the hydrate has a mass of 286.19 g. The mass percentage of 10 mol H_2O in 1 mol $Na_2CO_3 \bullet 10H_2O$ can now be calculated.

$$\text{mass percentage of } H_2O \text{ in } Na_2CO_3 \bullet 10H_2O = \frac{180.2\ \text{g } H_2O}{286.19\ \text{g } Na_2CO_3 \bullet 10H_2O} \times 100$$

$$= 62.97\%\ H_2O$$

$\% H_2O = \frac{n(H_2O)}{M(Na_2CO_3 \cdot 10H_2O)} \times 100$

$= \frac{10(18)}{286.19} \times 100$

$= 62.97\%$

$\% Na = \frac{2(23)}{286.19} \times 100$

การหาสูตรอย่างง่ายและสูตรโมเลกุล

สูตรอย่างง่าย (Empirical Formula)

แสดงอัตราส่วนอย่างต่ำของจำนวนอะตอมของธาตุต่าง ๆ ในสารประกอบ เช่น CH_2O เป็นสูตรอย่างง่ายของกลูโคส $C_6H_{12}O_6$

- คำนวณมวลของธาตุแต่ละชนิดจากร้อยละโดยมวล
- หาจำนวนโมลของธาตุแต่ละชนิด
- หาอัตราส่วนโมลอย่างต่ำ

- ***สูตรโมเลกุล (Molecular Formula)***

แสดงจำนวนอะตอมที่แท้จริงของธาตุต่าง ๆ ในโมเลกุล เช่น $C_6H_{12}O_6$ เป็นโมเลกุลของกลูโคส

- ต้องทราบสูตรเอมพิริคัลก่อน
- ต้องทราบมวลโมเลกุลของสารประกอบ
- คำนวณจากสูตร: สูตรโมเลกุล = (สูตรเอมพิริคับ)n
- โดย n = มวลโมเลกุล / มวลสูตรเอมพิริคับ

การวิคราะห์เชิงปริมาณพบว่าสารประกอบชนิดหนึ่งประกอบด้วย ไฮโดรเจน 2.016%, กำมะถัน 32.60%, และออกซิเจน 65.30% จงหาสูตรอย่างง่าย (empirical formula) ของสารประกอบนี้

Mass composition (mass of each element in 100.0 g sample):
2.016 g H, 32.60 g S, and 65.30 g O

Composition in moles:

$$2.016\ \cancel{\text{g H}} \times \frac{1\ \text{mol H}}{1.007\ \cancel{\text{g H}}} = 2.001\ \text{mol H}$$

$$32.60\ \cancel{\text{g S}} \times \frac{1\ \text{mol S}}{32.06\ \cancel{\text{g S}}} = 1.016\ \text{mol S}$$

$$65.30\ \cancel{\text{g O}} \times \frac{1\ \text{mol O}}{16.00\ \cancel{\text{g O}}} = 4.081\ \text{mol O}$$

Least whole-number mole ratio of atoms:
The compound contains atoms in the ratio 2.001 mol H : 1.016 mol S : 4.081 mol O. To find the least whole-number mole ratio, divide each value by the least number in the ratio.

$$\frac{2.001\ \text{mol H}}{1.016} : \frac{1.016\ \text{mol S}}{1.016} : \frac{4.081\ \text{mol O}}{1.016} = 1.969\ \text{mol H} : 1\ \text{mol S} : 4.019\ \text{mol O}$$

Rounding each number in the ratio to the nearest whole number yields a mole ratio of 2 mol H : 1 mol S : 4 mol O. The empirical formula of the compound is H_2SO_4.

สารประกอบชนิดหนึ่งประกอบด้วยธาตุไนโตรเจน (N) จำนวน 1.52 กรัมและออกซิเจน (O) จำนวน 3.47 กรัม โดยมวลโมลาร์ของสารประกอบนี้อยู่ในช่วงระหว่าง 90 ถึง 95 กรัม จงหาสูตรโมเลกุล (molecular formula) และมวลโมลาร์ที่แน่นอนของสารประกอบดังกล่าว

Solution We are given grams of N and O. Use molar mass as a conversion factor to convert grams to moles of each element. Let n represent the number of moles of each element. We write

$$n_N = 1.52\ \cancel{\text{g N}} \times \frac{1\ \text{mol N}}{14.01\ \cancel{\text{g N}}} = 0.108\ \text{mol N}$$

$$n_O = 3.47\ \cancel{\text{g O}} \times \frac{1\ \text{mol O}}{16.00\ \cancel{\text{g O}}} = 0.217\ \text{mol O}$$

Thus, we arrive at the formula $N_{0.108}O_{0.217}$, which gives the identity and the ratios of atoms present. However, chemical formulas are written with whole numbers. Try to convert to whole numbers by dividing the subscripts by the smaller subscript (0.108). After rounding off, we obtain NO_2 as the empirical formula.

The molecular formula might be the same as the empirical formula or some integral multiple of it (for example, two, three, four, or more times the empirical formula). Comparing the ratio of the molar mass to the molar mass of the empirical formula will show the integral relationship between the empirical and molecular formulas. The molar mass of the empirical formula NO_2 is

$$\text{empirical molar mass} = 14.01\ \text{g} + 2(16.00\ \text{g}) = 46.01\ \text{g}$$

Next, we determine the ratio between the molar mass and the empirical molar mass

$$\frac{\text{molar mass}}{\text{empirical molar mass}} = \frac{90\ \text{g}}{46.01\ \text{g}} \approx 2$$

The molar mass is twice the empirical molar mass. This means that there are two NO_2 units in each molecule of the compound, and the molecular formula is $(NO_2)_2$ or N_2O_4.

The actual molar mass of the compound is two times the empirical molar mass, that is, 2(46.01 g) or 92.02 g, which is between 90 g and 95 g.

* ข้อสอบต้องดุลสมการทุกข้อ

สมการเคมีและการดุลสมการ

เขียนสมการเคมี

เขียนสูตรเคมีของสารตั้งต้นทางซ้ายและผลิตภัณฑ์ทางขวา โดยใช้ลูกศรแสดงทิศทางของปฏิกิริยา

ตรวจสอบสมดุล

นับจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุทางซ้ายและขวาลูกศร ต้องเท่ากันเสมอตามกฎการอนุรักษ์มวล

ปรับสัมประสิทธิ์

ใส่ตัวเลขหน้าสูตรเคมีเพื่อให้จำนวนอะตอมทั้งสองข้างเท่ากัน เริ่มจากโมเลกุลที่ซับซ้อนก่อน

ตรวจสอบซ้ำ

นับจำนวนอะตอมทั้งหมดอีกครั้งเพื่อยืนยันว่าสมการสมดุล

Reactants pdt.

$$C_5H_{12}(g) + 8O_2(g) \Rightarrow 5CO_2(g) + 6H_2O(l)$$

วิธี/ขั้นตอนการคิด	C_5H_{12} + O_2 ⇨ CO_2 + H_2O	
ดุลโลหะ	ไม่มีโลหะ	
ดุลอโลหะ(ยกเว้น H และ O)	C_5H_{12} + O_2 ⇨ 5 CO_2 + H_2O	
ดุล H และ O	C_5H_{12} + O_2 ⇨ 5 CO_2 + 6 H_2O C_5H_{12} + 8 O_2 ⇨ 5 CO_2 + 6 H_2O	
ตรวจดูจำนวนของธาตุในสมการ	C = 5 H = 12 O = 16	C = 5 H = 12 O = 16
พิจารณาจำนวนอะตอมทางซ้ายไปขวา	C_5H_{12} + 8 O_2 ⇨ 5 CO_2 + 6 H_2O	

จงเขียนสมการเคมี (formula equation) สำหรับปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้นเมื่อ โซเดียมออกไซด์ (ของแข็ง) ถูกเติมลงในน้ำที่อุณหภูมิห้อง และเกิดเป็นโซเดียมไฮดรอกไซด์ (ละลายในน้ำ) ให้ระบุสถานะของสาร (เช่นของแข็ง ของเหลว ก๊าซ หรือสารละลาย) ในสมการสูตรด้วย จากนั้นปรับสมการสูตรให้เป็นสมการเคมีที่ดุล

The word equation must show the reactants, sodium oxide and water, to the left of the arrow. The product, sodium hydroxide, must appear to the right of the arrow.

$$\text{sodium oxide} + \text{water} \longrightarrow \text{sodium hydroxide}$$

The word equation is converted to a formula equation by replacing the name of each compound with the appropriate chemical formula. To do this requires knowing that sodium forms a 1+ ion, that oxygen has a 2− charge, and that a hydroxide ion has a charge of 1−.

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow NaOH \text{ (not balanced)}$$

Adding symbols for the physical states of the reactants and products and the coefficient 2 in front of NaOH produces a balanced chemical equation.

$$Na_2O(s) + H_2O(l) \longrightarrow 2NaOH(aq)$$

ประเภทของปฏิกิริยาเคมี

ปฏิกิริยาการสังเคราะห์ (synthesis reaction) หรือ ปฏิกิริยาการรวมตัว (composition reaction or combination reaction)

สารตั้งแต่สองชนิดขึ้นไปจะรวมกันเพื่อเกิดสารประกอบใหม่ ปฏิกิริยาประเภทนี้สามารถเขียนในรูปสมการทั่วไปดังนี้ $A + X \longrightarrow AX$

A และ X อาจเป็นธาตุหรือสารประกอบ ส่วน AX คือสารประกอบที่ได้

$$2Fe(s) + O_2(g) \longrightarrow 2FeO(s)$$

$$4Fe(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Fe_2O_3(s)$$

$$Mg(s) + F_2(g) \longrightarrow MgF_2(s)$$

$$Sr(s) + Br_2(l) \longrightarrow SrBr_2(s)$$

Evidence for a Chemical Reaction

- Some Clues That a Chemical Reaction Has Occurred.

  a. The color changes b. A solid forms c. Bubbles form

  d. Heat and/or a flame is produced, or heat is absorbed.

a When colorless hydrochloric acid is added to a red solution of cobalt(II) nitrate, the solution turns blue, a sign that a chemical reaction has taken place.

b A solid forms when a solution of sodium dichromate is added to a solution of lead nitrate.

c Bubbles of hydrogen gas form when calcium metal reacts with water.

d Methane gas reacts with oxygen to produce a flame in a Bunsen burner.

© Cengage Learning

ประเภทของปฏิกิริยาเคมี

ปฏิกิริยาการสลายตัว (decomposition reaction)

สารประกอบเพียงชนิดเดียวจะเกิดปฏิกิริยาและแยกตัวออกเป็นสารตั้งแต่สองชนิดขึ้นไป

$$AX \longrightarrow A + X$$

AX คือสารประกอบส่วน A และ X อาจเป็นธาตุหรือสารประกอบก็ได้ โดยทั่วไปปฏิกิริยาการสลายตัวจะเกิดขึ้นเมื่อมีการให้พลังงาน เช่นพลังงานไฟฟ้าหรือความร้อน

$$Ca(OH)_2(s) \xrightarrow{\Delta} CaO(s) + H_2O(g)$$

$$H_2SO_4(aq) \xrightarrow{\Delta} SO_3(g) + H_2O(l)$$

ปฏิกิริยาการเผาไหม้ (combustion reaction)

สารจะทำปฏิกิริยากับออกซิเจนและปลดปล่อยพลังงานจำนวนมากในรูปของแสงและความร้อน การเผาไหม้ของก๊าซธรรมชาติ ก๊าซโพรเพน น้ำมันเบนซินและไม้ ล้วนเป็นตัวอย่างของปฏิกิริยาการเผาไหม้

ปฏิกิริยาการเผาไหม้ของโพรเพน (C_3H_8) ส่งผลให้เกิดก๊าซคาร์บอนไดออกไซด์และไอน้ำ

$$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$$

ประเภทของปฏิกิริยาเคมี

ปฏิกิริยาแทนที่ (displacement or replacement reaction)

a) ปฏิกิริยาแทนที่เดี่ยว (single-displacement reaction)

$$A + BX \longrightarrow AX + B$$

$$2Al(s) + 3Pb(NO_3)_2(aq) \longrightarrow 3Pb(s) + 2Al(NO_3)_3(aq)$$

$$Mg(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow H_2(g) + MgCl_2(aq)$$

b) ปฏิกิริยาแทนที่คู่ (double-displacement reaction)

$$AX + BY \longrightarrow AY + B$$

$$2KI(aq) + Pb(NO_3)_2(aq) \longrightarrow PbI_2(s) + 2KNO_3(aq)$$

$$FeS(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow H_2S(g) + FeCl_2(aq)$$

จัดประเภทของปฏิกิริยาแต่ละข้อต่อไปนี้ว่าเป็น ปฏิกิริยาการรวมตัว ปฏิกิริยาการสลายตัว ปฏิกิริยาแทนที่เดี่ยว ปฏิกิริยาแทนที่คู่ หรือปฏิกิริยาการเผาไหม้

a. $N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$
b. $2Li(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow 2LiOH(aq) + H_2(g)$
c. $2NaNO_3(s) \longrightarrow 2NaNO_2(s) + O_2(g)$
d. $2C_6H_{14}(l) + 19O_2(g) \longrightarrow 12CO_2(g) + 14H_2O(l)$

a ปฏิกิริยาการรวมตัว (Combination/Synthesis)
b ปฏิกิริยาแทนที่เดี่ยว (Single-displacement)
c ปฏิกิริยาการสลายตัว (Decomposition)
d ปฏิกิริยาการเผาไหม้ (Combustion)

ข้อมูลเชิงปริมาณจากสมการเคมีที่ดุล

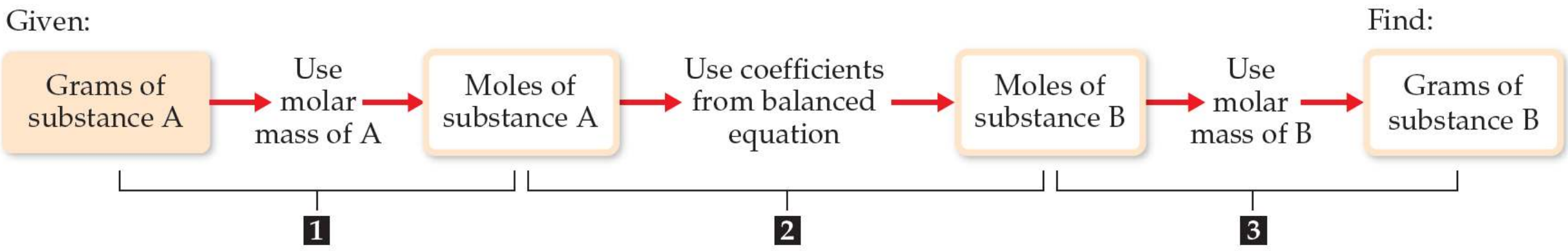
Chemical equation:	$2\ H_2(g)$	+	$O_2(g)$	$\longrightarrow$	$2\ H_2O(l)$
Molecular interpretation:	2 molecules H_2		1 molecule O_2		2 molecules H_2O
Mole-level interpretation:	2 mol H_2		1 mol O_2		2 mol H_2O
			Convert to grams (using molar masses)		
	4.0 g H_2		32.0 g O_2		36.0 g H_2O

Notice the conservation of mass
(4.0 g + 32.0 g = 36.0 g)

ปริมาณสารสัมพันธ์ในปฏิกิริยาเคมี

การคำนวณปริมาณสารในปฏิกิริยาเคมีเป็นการใช้ความสัมพันธ์ระหว่างสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์ตามอัตราส่วนโมลในสมการที่ดุลแล้ว โดยสามารถคำนวณหาปริมาณสารตั้งต้นที่ต้องใช้ หรือปริมาณผลิตภัณฑ์ที่จะได้จากปฏิกิริยา ซึ่งมีความสำคัญในการทำการทดลองและกระบวนการผลิตทางอุตสาหกรรม

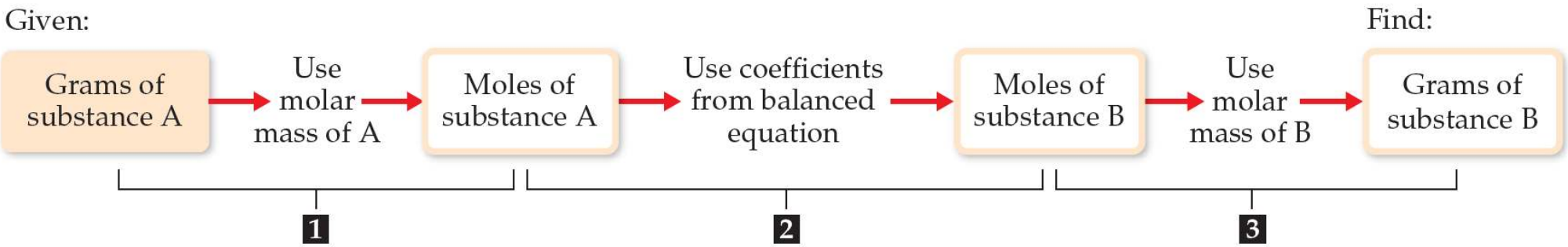
ในการคำนวณปริมาณสารตั้งต้นที่ต้องใช้หรือสารผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นในปฏิกิริยา โดยอาจจะเริ่มจากจำนวนกรัม หรือโมลของสารตั้งต้นหรือผลิตภัณฑ์ โดยจะใช้เลขสัมประสิทธิ์จากสมการที่ดุลมาสัมพันธ์กัน ดังแผนภาพ



ในยานอวกาศ ก๊าซคาร์บอนไดออกไซด์ที่นักบินอวกาศหายใจออกมา สามารถกำจัดได้ด้วยการทำปฏิกิริยากับลิเทียมไฮดรอกไซด์ ดังสมการ

$$CO_2(g) + 2LiOH(s) \longrightarrow Li_2CO_3(s) + H_2O(l)$$

อยากทราบว่าต้องใช้ลิเทียมไฮดรอกไซด์กี่โมลในการทำปฏิกิริยากับคาร์บอนไดออกไซด์ 20 โมล ซึ่งเป็นปริมาณเฉลี่ยที่มนุษย์หายใจออกต่อวัน



$$20\ \cancel{\text{mol } CO_2} \times \frac{2\ \text{mol LiOH}}{1\ \cancel{\text{mol } CO_2}} = 40\ \text{mol LiOH}$$

ในกระบวนการสังเคราะห์แสง (photosynthesis) พืชใช้พลังงานจากแสงอาทิตย์เพื่อสร้างกลูโคส ($C_6H_{12}O_6$) และออกซิเจน จากปฏิกิริยาระหว่างคาร์บอนไดออกไซด์และน้ำ อยากทราบว่าจะได้กลูโคสกี่กรัม หากมีน้ำ 3.00 โมล ทำปฏิกิริยากับก๊าซคาร์บอนไดออกไซด์

Given: Grams of substance A → Use molar mass of A → Moles of substance A → Use coefficients from balanced equation → Moles of substance B → Use molar mass of B → Find: Grams of substance B

1 2 3

$g\,C_6H_{12}O_6 = \frac{180\,g\,C_6H_{12}O_6}{1\,mol\,C_6H_{12}O_6} \times \frac{1\,mol\,C_6H_{12}O_6}{6\,mol\,H_2O} \times 3\,mol\,H_2O = \frac{180 \times 3}{6} = 90\,g\,C_6H_{12}O_6$

You must start with a balanced equation.

$$6CO_2(g) + 6H_2O(l) \longrightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g)$$ → ดุลแล้ว

Given the amount in mol of H_2O, you need to get the mass of $C_6H_{12}O_6$ in grams. Two conversion factors are needed—the mole ratio of $C_6H_{12}O_6$ to H_2O and the molar mass of $C_6H_{12}O_6$.

$$mol\,H_2O \times \underbrace{\frac{mol\,C_6H_{12}O_6}{mol\,H_2O}}_{\text{mol ratio}} \times \underbrace{\frac{g\,C_6H_{12}O_6}{mol\,C_6H_{12}O_6}}_{\text{molar mass factor}} = g\,C_6H_{12}O_6$$

Use the periodic table to compute the molar mass of $C_6H_{12}O_6$.

$$C_6H_{12}O_6 = 180.18\,g/mol$$

$$3.00\,\cancel{mol\,H_2O} \times \frac{1\,\cancel{mol\,C_6H_{12}O_6}}{6\,\cancel{mol\,H_2O}} \times \frac{180.18\,g\,C_6H_{12}O_6}{1\,\cancel{mol\,C_6H_{12}O_6}} = 90.1\,g\,C_6H_{12}O_6$$

ขั้นตอนแรกในกระบวนการผลิตกรดไนตริกในอุตสาหกรรม คือการออกซิเดชันของแอมโมเนียโดยมีตัวเร่ง

MW 17 30 18

ปฏิกิริยา $4NH_3(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4NO(g) + 6H_2O(g)$ (สมการยังไม่ดุล)

ทำปฏิกิริยาโดยใช้แอมโมเนีย 824 กรัม และมีออกซิเจนมากเกินพอ

HNO_3

NO

(a) จะได้แก๊ส NO กี่โมล

(b) จะได้ H_2O กี่โมล

Given:

Grams of substance A → Use molar mass of A → Moles of substance A → Use coefficients from balanced equation → Moles of substance B → Use molar mass of B → Grams of substance B

Find:

1 2 3

First, write the balanced chemical equation.

$$4NH_3(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4NO(g) + 6H_2O(g)$$

Two conversion factors are needed to solve part (a)—the molar mass factor for NH_3 and the mole ratio of NO to NH_3. Part (b) starts with the same conversion factor as part (a), but then the mole ratio of H_2O to NH_3 is used to convert to the amount in moles of H_2O. The first conversion factor in each part is the molar mass factor of NH_3.

a. $$\text{g NH}_3 \times \underbrace{\frac{1\text{ mol NH}_3}{\text{g NH}_3}}_{\text{molar mass factor}} \times \underbrace{\frac{\text{mol NO}}{\text{mol NH}_3}}_{\text{mol ratio}} = \text{mol NO}$$

b. $$\text{g NH}_3 \times \underbrace{\frac{1\text{ mol NH}_3}{\text{g NH}_3}}_{\text{molar mass factor}} \times \underbrace{\frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol NH}_3}}_{\text{mol ratio}} = \text{mol H}_2\text{O}$$

Use the periodic table to compute the molar mass of NH_3.

$$1\text{ mol NH}_3 = 17.04\text{ g/mol}$$

a. $$824\text{ g NH}_3 \times \frac{1\text{ mol NH}_3}{17.04\text{ g NH}_3} \times \frac{4\text{ mol NO}}{4\text{ mol NH}_3} = 48.4\text{ mol NO}$$

b. $$824\text{ g NH}_3 \times \frac{1\text{ mol NH}_3}{17.04\text{ g NH}_3} \times \frac{6\text{ mol H}_2\text{O}}{4\text{ mol NH}_3} = 72.5\text{ mol H}_2\text{O}$$

$$\text{mol NO} = \frac{4\text{ mol NO}}{4\text{ mol NH}_3} \times \frac{1\text{ mol NH}_3}{17\text{ g NH}_3} \times 824\text{ g NH}_3 = 48.47\text{ mol NO}$$

$$\text{mol H}_2\text{O} = \frac{6\text{ mol H}_2\text{O}}{4\text{ mol NH}_3} \times \frac{1\text{ mol NH}_3}{17\text{ g NH}_3} \times 824\text{ g NH}_3 = 72.71\text{ mol H}_2\text{O}$$

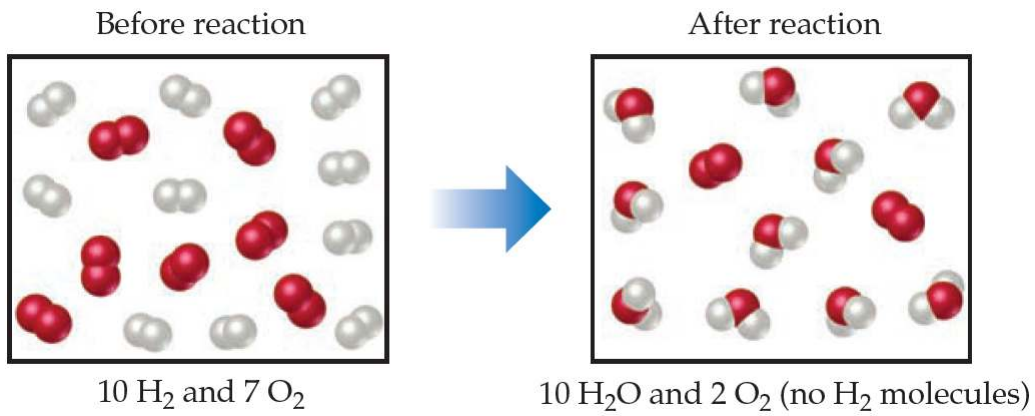
สารกำหนดปริมาณและสารคงเหลือ

สารกำหนดปริมาณ (limiting reagent, limiting reactant)

คือสารตั้งต้นที่หมดก่อนในปฏิกิริยาเคมี ซึ่งจะเป็นตัวกำหนดปริมาณผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้น ไม่ว่าจะมีสารตั้งต้นตัวอื่นมากเพียงใด ผลิตภัณฑ์ก็จะเกิดขึ้นตามปริมาณของสารกำหนดปริมาณนี้เท่านั้น

สารคงเหลือ (excess reactant)

คือสารตั้งต้นที่เหลือหลังจากปฏิกิริยาเสร็จสิ้นเนื่องจากสารกำหนดปริมาณหมดไปก่อน ทำให้ปฏิกิริยาหยุดลง สารคงเหลือจะไม่มีผลต่อปริมาณผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้น



H_2 ในปฏิกิริยาหมดก่อน = สารกำหนดปริมาณ

O_2 เหลืออยู่หลังจากปฏิกิริยาเสร็จสิ้น = สารคงเหลือ

ปริมาณของผลิตภัณฑ์ H_2O ที่เกิด ขึ้นอยู่กับปริมาณของสารกำหนดปริมาณ H_2

การคำนวณหาสารกำหนดปริมาณ

คำนวณจำนวนโมลของสารตั้งต้นทั้งหมด แล้วเทียบกับอัตราส่วนในสมการเคมี สารใดที่ให้จำนวนโมลของผลิตภัณฑ์น้อยที่สุด สารนั้นคือสารกำหนดปริมาณ ดังขั้นตอนต่อไปนี้

1. ดุลสมการ
2. จากข้อมูลปริมาณสารที่กำหนดมาให้ ให้อยู่ในรูปโมล
3. ใช้ปริมาณสารสัมพันธ์ของสารตั้งต้นแต่ละตัว เพื่อหาโมลของผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้น
4. สารตั้งต้นที่ทำให้เกิดสารผลิตภัณฑ์ในปริมาณที่น้อยกว่า จัดเป็นสารกำหนดปริมาณ
5. สารตั้งต้นที่ทำให้เกิดสารผลิตภัณฑ์ในปริมาณที่มากกว่า จัดเป็นสารคงเหลือ
6. ถ้าต้องการทราบว่าสารคงเหลือมีปริมาณอยู่เท่าไร สามารถคำนวณโดยการนำมวลของสารคงเหลือที่ใช้ไปในปฏิกิริยามาลบออกจากมวลทั้งหมดของสารคงเหลือที่กำหนดมาให้

ร้อยละของผลิตภัณฑ์ (percent yield)

ในการผลิตสารเคมีบางครั้งสารผลิตภัณฑ์อาจจะได้น้อยกว่าความเป็นจริงซึ่งอาจจะเกิดจากปฏิกิริยาที่ไม่สมบูรณ์ หรือเกิดเป็นผลิตภัณฑ์อื่นที่ไม่ได้สนใจ หรืออาจจะเกิดจากข้อผิดพลาดระหว่างทำการทดลอง ดังนั้นจึงได้รายงานออกมาในแบบร้อยละของผลิตภัณฑ์ ในรูปอัตราส่วนของผลได้จริงต่อผลได้ทางทฤษฎี คูณด้วย 100%

Experiment

$$\text{Percent yield} = \frac{\text{actual yield}}{\text{theoretical yield}} \times 100\%$$

ผลผลิตที่ได้จริง (actual yield) เป็นปริมาณผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นจริงจากการทดลอง

ผลผลิตทางทฤษฎี (theoretical yield) เป็นปริมาณผลิตภัณฑ์สูงสุดที่ควรจะเกิดขึ้นตามการคำนวณจากสารกำหนดปริมาณ

ร้อยละของการเปลี่ยนไป (%conversion) จะดูว่าสารตั้งต้นเปลี่ยนไปเท่าไหร่เมื่อปฏิกิริยาเสร็จสิ้นเทียบกับตอนเริ่มปฏิกิริยา

$$\%\ \text{conversion} = \frac{\text{น้ำหนักสารตั้งต้นที่เหลือ}}{\text{น้ำหนักสารตั้งต้นตอนเริ่ม}} \times 100\ \%$$

แคลเซียมไฮดรอกไซด์เป็นเบสที่ใช้สำหรับแก้ปัญหากรณีกรดปนเปื้อนหรือหก โดยจะทำปฏิกิริยากับกรดไฮโดรคลอริกตามสมการดังนี้

ต้อง Check ว่าสารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ

$$Ca(OH)_2 + 2\ HCl \longrightarrow CaCl_2 + 2\ H_2O$$ ← ดุลแล้ว

หากคุณทำกรดไฮโดรคลอริกหก 6.3 โมล และเติมแคลเซียมไฮดรอกไซด์ 2.8 โมล ลงไปในนั้น สารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ

Check;

$Ca(OH)_2 : HCl = 2.8 : 6.3$

$= \frac{2.8}{1} : \frac{6.3}{2}$

$= 2.8 : 3.15$

ดังนั้น $Ca(OH)_2$ คือสารกำหนดปริมาณ

Given: amount of reactant $Ca(OH)_2 = 2.8$ mol
amount of reactant HCl = 6.3 mol

Unknown: limiting reactant

Choose one of the reactants, in this case $Ca(OH)_2$. Use the mole ratio between the two reactants to compute the amount of the other reactant that would be needed to react with it. Compare that amount with the amount available.

$$\text{mol } \overset{\text{given}}{Ca(OH)_2} \times \frac{\overset{\text{mole ratio}}{2 \text{ mol HCl}}}{1 \text{ mol } Ca(OH)_2} = \text{mol HCl needed}$$

$$2.8 \text{ mol } Ca(OH)_2 \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } Ca(OH)_2} = 5.6 \text{ mol HCl needed}$$

The solution shows that more HCl (6.3 mol) is available than is needed (5.6 mol) to react with the 2.8 mol $Ca(OH)_2$ available. Therefore, HCl is present in excess, making $Ca(OH)_2$ the limiting reactant.

$1\ mol\ Fe = \frac{1\ mol\ Fe}{55.85\ g\ Fe} \times 67\ g\ Fe = 1.20\ mol\ Fe$

ออกไซด์สีดำของเหล็ก Fe_3O_4 พบตามธรรมชาติในรูปของแมกนีไทต์ สารนี้ยังสามารถสังเคราะห์ได้ในห้องปฏิบัติการ โดยทำปฏิกิริยาระหว่างเหล็กร้อนแดงกับไอน้ำ

$$\underset{67\ g}{\overset{55.85}{3Fe(s)}} + \overset{18}{4H_2O(g)} \longrightarrow \overset{231.55}{Fe_3O_4(s)} + \overset{2}{4H_2(g)}$$

a) เมื่อผสมน้ำ 36.0 กรัม กับเหล็ก 67.0 กรัม สารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ

b) จะได้มวลของออกไซด์สีกำของเหล็กเท่าใด (Fe_3O_4) ในหน่วยกรัม

c) เมื่อปฏิกิริยาเกิดขึ้นจนสมบูรณ์ จะมีสารตั้งต้นเหลืออยู่กี่กรัม

a) Check ; สารกำหนดปริมาณ ⇐ Fe ; H_2O

$Fe : H_2O = \frac{1.20}{3} : \frac{2.00}{4} = 0.40 : 0.50$

b) $g\ Fe_3O_4 = \frac{231.55\ g\ Fe_3O_4}{1\ mol\ Fe_3O_4} \times \frac{1\ mol\ Fe_3O_4}{3\ mol\ Fe} \times 1.20\ mol\ Fe$

$= 92.62\ g\ Fe_3O_4$ ☆

c) $g\ H_2O_{rxnt} = \frac{18\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O} \times \frac{4\ mol\ H_2O}{3\ mol\ Fe} \times 1.20\ mol\ Fe$

$= 28.8\ g\ H_2O_{rxn}$ ∴ H_2O เหลือ $= 36 - 28.8 = 7.2\ g\ H_2O$

a. Use the periodic table to determine the molar masses of H_2O, Fe, and Fe_3O_4. Then, determine how many mol Fe_3O_4 can be produced from each reactant.

1 mol H_2O = 18.02 g
1 mol Fe = 55.85 g
1 mol Fe_3O_4 = 231.55 g

$$67.0\ g\ Fe \times \frac{1\ mol\ Fe}{55.85\ g\ Fe} \times \frac{1\ mol\ Fe_3O_4}{3\ mol\ Fe} = 0.400\ mol\ Fe_3O_4$$

$$36.0\ g\ H_2O \times \frac{1\ mol\ H_2O}{18.02\ g\ H_2O} \times \frac{1\ mol\ Fe_3O_4}{4\ mol\ H_2O} = 0.499\ mol\ Fe_3O_4$$

Fe is the limiting reactant, because the given amount of Fe can make only 0.400 mol Fe_3O_4, which is less than the 0.499 mol Fe_3O_4 that the given amount of H_2O would produce.

b. $0.400\ mol\ Fe_3O_4 \times \frac{231.55\ g\ Fe_3O_4}{1\ mol\ Fe_3O_4} = 92.6\ g\ Fe_3O_4$

c. $0.400\ mol\ Fe_3O_4 \times \frac{4\ mol\ H_2O}{1\ mol\ Fe_3O_4} \times \frac{18.02\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O} = 28.8\ g\ H_2O$ consumed

36.0 g H_2O − 28.8 g H_2O consumed = 7.2 g H_2O remaining

ไดคลอรีนมอนอกไซด์ (Cl_2O) บางครั้งถูกใช้เป็นสารเติมคลอรีนที่มีฤทธิ์แรงในงานวิจัย สามารถผลิตได้โดยการทำให้ก๊าซคลอรีนผ่านปรอท(II)ออกไซด์ที่ถูกให้ความร้อน ตามสมการเคมีดังนี้:

$$HgO + Cl_2 \longrightarrow HgCl_2 + Cl_2O$$

หากปริมาณสารตั้งต้นเพียงพอที่จะผลิต Cl_2Oได้ 0.86 กรัม แต่ได้ผลผลิตจริงเพียง 0.71 กรัม จงหาร้อยละผลผลิต (Percentage yield) ของปฏิกิริยานี้

exp

$$\boxed{\frac{0.71\ g\ Cl_2O}{0.86\ g\ Cl_2O \times 100} = 83\%\ yield}$$

$$\Rightarrow \%\ yield = \frac{exp}{theory} \times 100$$

$$= \left(\frac{0.71}{0.86}\right) \times 100 \checkmark$$

ความเข้มข้นของสารละลาย (Concentration of solution)

มวลเปอร์เซ็นต์ (mass percent, %m/m) % W/W

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of solution}} \times 100\%$$

mass of solution = mass of solute + mass of solvent

ในการบอกความเข้มข้นของสารละลายที่เจือจางมาก ๆ นิยมใช้ในหน่วย ส่วนในล้านส่วน (ppm) หรือ ส่วนในพันล้านส่วน (ppb)

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

$$\text{ppb} = \frac{\text{mass solute}}{\text{mass solution}} \times 10^9 \text{ ppb}$$

สารละลายที่มีตัวทำละลายเป็นน้ำ

สารละลายที่มีความเข้มข้นของตัวถูกละลาย 1 ppm หมายความว่ามีตัวถูกละลาย 1 กรัมต่อสารละลายหนึ่งล้าน (10^6) กรัม หรือเท่ากับ 1 มิลลิกรัมของตัวถูกละลายต่อสารละลาย 1 กิโลกรัม เนื่องจากความหนาแน่นของน้ำคือ 1 กรัมต่อมิลลิลิตร สารละลายเจือจาง 1 กิโลกรัมจะมีปริมาตรใกล้เคียงกับ 1 ลิตร ดังนั้น

$$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ mg Solute}}{1 \text{ L Solution}}$$

$$1 \text{ ppb} = \frac{1 \ \mu\text{g Solute}}{1 \text{ L Solution}}$$

ความเข้มข้นของสารละลาย (Concentration of solution)

โมลาริตี (Molarity, M, mol/L) คือจำนวนโมลของตัวถูกละลายต่อปริมาตร 1 ลิตรของสารละลาย

$$(M)\ \text{Molarity} = \frac{\text{moles solute}}{\text{volume of solution in liters}} = \frac{mol}{l}$$

โมแลลิตี (Molality, m, mol/kg) คือจำนวนโมลของตัวถูกละลายต่อมวล 1 กิโลกรัมของตัวทำละลาย มีหน่วยเป็น mol/kg คำนวณจาก

$$\text{Molality}\ (m) = \frac{\text{moles of solute}}{\text{kilograms of solvent}} = \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

Solution Composition: Molarity

Put a weighed amount of a substance (the solute) into the volumetric flask, and add a small quantity of water.

Dissolve the solid in the water by gently swirling the flask (with the stopper in place).

Add more water (with gentle swirling) until the level of the solution just reaches the mark etched on the neck of the flask. Then mix the solution thoroughly by inverting the flask several times.

สารละลายปริมาตร 3.50 ลิตร มีโซเดียมคลอไรด์ (NaCl) อยู่ 90.0 กรัม จงหาความเข้มข้นในหน่วยโมลาร์ของสารละลายนี้

Solute

$\hookrightarrow \frac{mol}{l}$

$NaCl = Na + Cl = 23 + 35.5 = 58.5\ g/mol$

You will need the molar mass of NaCl.

NaCl = 58.44 g/mol

$$90.0\ \cancel{g\ NaCl} \times \frac{1\ mol\ NaCl}{58.44\ \cancel{g\ NaCl}} = 1.54\ mol\ NaCl$$

$$\frac{1.54\ mol\ NaCl}{3.50\ L\ of\ solution} = 0.440\ M\ NaCl$$

$$\frac{mol}{l} = \frac{90\ g\ NaCl}{3.50\ l\ sol^N} \times \frac{1\ mol\ NaCl}{58.5\ g\ NaCl} = 0.439\ \frac{mol}{l}$$

$$\approx 0.44\ \frac{mol}{l}\ (M)$$

สารละลายโพแทสเซียมโครเมต (K_2CrO_4) เข้มข้น 6.0 โมลาร์ (mol/l) จะต้องใช้สารละลายนี้กี่ลิตร เพื่อให้ได้ K_2CrO_4 ปริมาณ 23.4 กรัม

To get the moles of solute, you'll need to calculate the molar mass of K_2CrO_4.

$$1 \text{ mol } K_2CrO_4 = 194.2 \text{ g } K_2CrO_4$$

$$23.4 \text{ g } K_2CrO_4 \times \frac{1 \text{ mol } K_2CrO_4}{194.2 \text{ g } K_2CrO_4} = 0.120 \text{ mol } K_2CrO_4$$

Use the molarity of the solution to convert. Since you know 6.0 mol of K_2CrO_4 is in 1 L of solution, you will need:

$$0.120 \text{ mol } K_2CrO_4 \times \frac{1 \text{ L}}{6.0 \text{ mol}} =$$

$$= 0.020 \text{ L of } K_2CrO_4 \text{ solution}$$

$$\text{L sol}^n = \frac{1 \text{ l sol}^n}{6 \text{ mol } K_2CrO_4} \times \frac{1 \text{ mol } K_2CrO_4}{194.2 \text{ g } K_2CrO_4} \times 23.4 \text{ g } K_2CrO_4 = 0.020 \text{ L sol}^n$$

5% w/w ⇒ มี HNO_3 5 g ใน sol^n 100 g

สารละลายกรดไนตริก (HNO_3) หนัก 500.0 กรัม มีความเข้มข้น 5.0% โดยมวล ความหนาแน่นของสารละลายเท่ากับ 1.02 g/mL จงหาความเข้มข้นของสารละลาย ในหน่วย

1. โมลาร์ ⇒ $\frac{mol}{l} = \frac{25\ g\ HNO_3}{500\ g\ sol^n} \times \frac{1\ mol\ HNO_3}{63\ g\ HNO_3} \times \frac{1.02\ g\ sol^n}{1\ ml} \times \frac{1000\ ml}{1\ l} = 0.809\ \frac{mol}{l}$
2. ppm $gHNO_3 = \frac{5\ g\ HNO_3}{100\ g\ sol^n} \times 500\ g\ sol^n = 25\ g\ HNO_3$

$HNO_3 = 63\ g/mol$

(1) คำนวณมวลของ HNO_3 ในสารละลาย

$gHNO_3 = \frac{5\ g\ HNO_3}{100\ g\ sol^n} \times 500\ g\ sol^n = 25\ g\ HNO_3$

$$\text{มวล } HNO_3\ (g) = \frac{5.0\ g\ HNO_3}{100\ g\ \text{สารละลาย}} \times 500.0\ g\ \text{สารละลาย} = 25.0\ g\ HNO_3$$

(2) คำนวณจำนวนโมลของ HNO_3

มวลโมลาร์ของ HNO_3:

$$\text{Molar mass } HNO_3 = (1.008 \times 1) + (14.01 \times 1) + (16.00 \times 3) = 63.018\ g/mol$$

$$mol\ HNO_3 = \frac{25.0\ g}{63.018\ g/mol} = 0.3967\ mol$$

(3) คำนวณปริมาตรสารละลาย (mL → L)

$$\text{ปริมาตรสารละลาย (mL)} = \frac{500.0\ g}{1.02\ g/mL} = 490.196\ mL$$

$$\text{ปริมาตรสารละลาย (L)} = \frac{490.196\ mL}{1000\ mL/L} = 0.490196\ L$$

(4) คำนวณ Molarity (M)

$$M = \frac{mol\ HNO_3}{L\ \text{สารละลาย}} = \frac{0.3967\ mol}{0.490196\ L} = 0.809\ M$$

(5) คำนวณความเข้มข้นในหน่วย ppm

$$ppm = \frac{\text{มวล } HNO_3\ (g)}{\text{มวลสารละลาย (g)}} \times 10^6 = \frac{25.0\ g}{500.0\ g} \times 10^6 = 50,000\ ppm$$

$ppm = \frac{25\ g\ HNO_3}{500\ g\ sol^n} \times 10^6 = 50,000\ ppm$

การเจือจางสารละลาย (Solution Dilution)

การปฏิบัติงานจริงหากต้องเตรียมสารละลายปริมาณมากและหลายครั้ง เพื่อการลดความคลาดเคลื่อนและความสะดวกจึงเตรียมสารละลายที่ความเข้มข้นสูงเรียกว่า stock solution หรือ สารละลายมาตรฐาน (standard solution) จากนั้นค่อยนำมาเจือจาง โดยการเติมตัวทำละลายเพิ่มลงไป จะทำให้ความเข้มข้นของสารละลายลดลงโดยที่จำนวนโมลของตัวถูกละลายยังคงเท่าเดิม โดยมีความสัมพันธ์

C_1V_1 C_2V_2

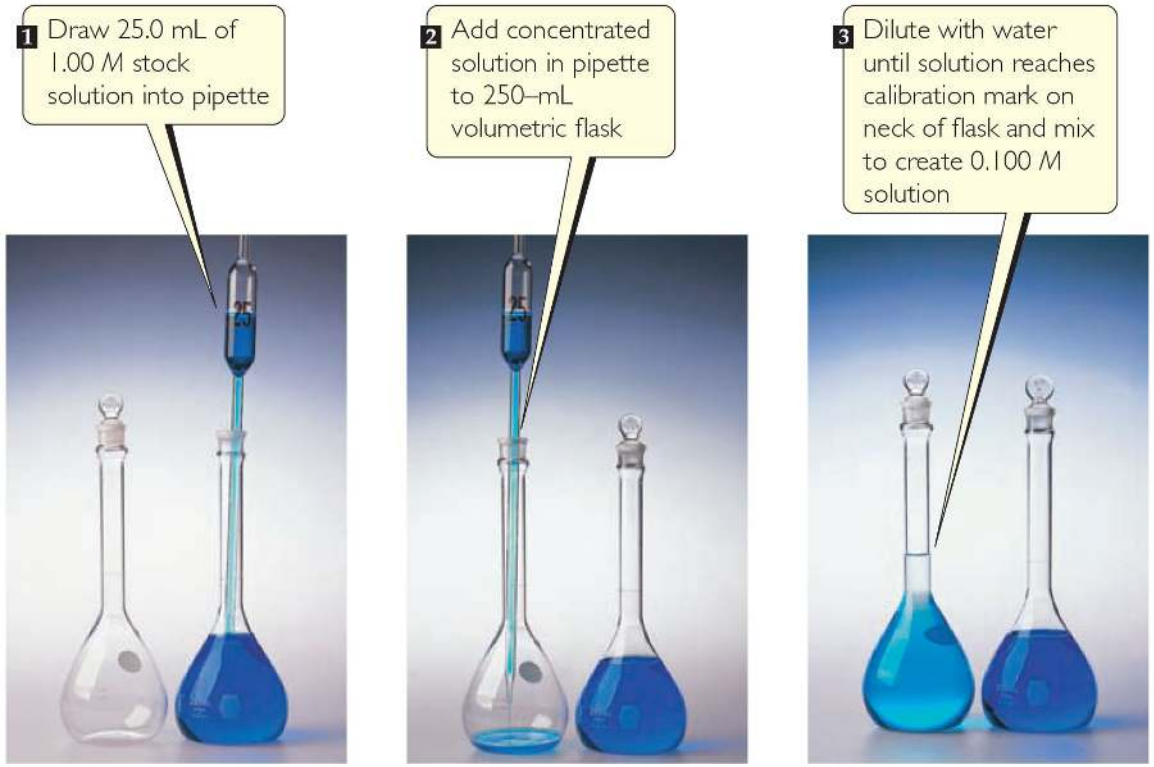
$$M_1V_1 = n_{solute} = M_2V_2$$

Moles of solute after dilution = moles of solute before dilution

Initial Conditions — Final Conditions

$M_1 \times V_1 = \text{moles of solute} = M_2 \times V_2$

M_1: Molarity before dilution; V_1: Volume before dilution; M_2: Molarity after dilution; V_2: Volume after dilution



Preparing 250.0 mL of 0.100 *M* $CuSO_4$ by dilution of 1.00 *M* $CuSO_4$

จงคำนวณหาปริมาตร (mL) ของสารละลาย NaOH ความเข้มข้น 1.25 M ที่ต้องใช้ในการเตรียมสารละลาย NaOH ความเข้มข้น 0.125 M ปริมาตร 200.00 mL

C_1 C_2 V_2

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

$$V_1 = \frac{0.125\ \text{M} \times 200.00\ \text{mL}}{1.25\ \text{M}} = 20.00\ \text{mL}$$

Practice

เอมพิริคัล

โมโนโซเดียมกลูตาเมต (MSG) ซึ่งเป็นสารปรุงแต่งรสอาหาร ถูกกล่าวถึงว่าอาจเป็นสาเหตุของอาการที่เรียกว่า “กลุ่มอาการร้านอาหารจีน” โดยมีอาการ เช่น ปวดศีรษะและเจ็บหน้าอก MSG มีองค์ประกอบโดยมวลดังนี้: คาร์บอน (C) 35.51%, ไฮโดรเจน (H) 4.77%, ออกซิเจน (O) 37.85%, ไนโตรเจน (N) 8.29% และโซเดียม (Na) 13.60% จงหาสูตรโมเลกุลของ MSG หากมวลโมเลกุลของสารนี้ประมาณ 169 กรัม

C : H : O : N : Na

ขั้นที่ 1 : สมมติสารหนัก 100.00 g

เพื่อความง่าย สมมติว่าเรามี MSG **100.00 g**

จะได้มวลของธาตุต่าง ๆ ดังนี้:

$$\text{มวล C} = \frac{35.51}{100} \times 100.00\ \text{g} = 35.51\ \text{g}$$

$$\text{มวล H} = \frac{4.77}{100} \times 100.00\ \text{g} = 4.77\ \text{g}$$

$$\text{มวล O} = \frac{37.85}{100} \times 100.00\ \text{g} = 37.85\ \text{g}$$

$$\text{มวล N} = \frac{8.29}{100} \times 100.00\ \text{g} = 8.29\ \text{g}$$

$$\text{มวล Na} = \frac{13.60}{100} \times 100.00\ \text{g} = 13.60\ \text{g}$$

ขั้นที่ 2 : หาจำนวนโมลของแต่ละธาตุ

$\frac{35.51}{12}$ - $\frac{4.77}{1}$ - $\frac{37.85}{12}$ - $\frac{8.29}{14}$ - $\frac{13.6}{23}$

ธาตุ C:

$$\text{mol C} = \frac{35.51\ \text{g}}{12.01\ \text{g/mol}} = 2.957\ \text{mol}$$

ธาตุ H:

$$\text{mol H} = \frac{4.77\ \text{g}}{1.008\ \text{g/mol}} = 4.732\ \text{mol}$$

ธาตุ O:

$$\text{mol O} = \frac{37.85\ \text{g}}{16.00\ \text{g/mol}} = 2.365\ \text{mol}$$

ธาตุ N:

$$\text{mol N} = \frac{8.29\ \text{g}}{14.01\ \text{g/mol}} = 0.592\ \text{mol}$$

ธาตุ Na:

$$\text{mol Na} = \frac{13.60\ \text{g}}{22.99\ \text{g/mol}} = 0.592\ \text{mol}$$

ขั้นที่ 3 : หาอัตราส่วนโมลอย่างต่ำ

หารด้วยค่าที่เล็กที่สุดคือ 0.592 mol:

$$\text{C} = \frac{2.957}{0.592} = 5.00$$

$$\text{H} = \frac{4.732}{0.592} = 8.00$$

$$\text{O} = \frac{2.365}{0.592} = 4.00$$

$$\text{N} = \frac{0.592}{0.592} = 1.00$$

$$\text{Na} = \frac{0.592}{0.592} = 1.00$$

$\frac{3}{0.59} : \frac{4.77}{0.59} : \frac{3.15}{0.59} : \frac{0.59}{0.59} : \frac{0.59}{0.59}$

5.08 : 8.08 : 5.33 : 1 : 1

$C_5H_8O_5$

ดังนั้น สูตรเอมพิริคัล (Empirical Formula) คือ:

$$\boxed{C_5H_8O_4N_1Na_1}$$

N Na

ขั้นที่ 4 : ตรวจสอบมวลโมลาร์ของสูตรเอมพิริคัล

$$\text{Molar Mass} = (5 \times 12.01) + (8 \times 1.008) + (4 \times 16.00) + (1 \times 14.01) + (1 \times 22.99)$$

$$= 60.05 + 8.064 + 64.00 + 14.01 + 22.99 = 169.114\ \text{g/mol}$$

ใกล้เคียงกับโจทย์ที่ให้มาคือ **169 g/mol** ดังนั้น **n = 1**

ปุ๋ยแอมโมเนียมซัลเฟต $(NH_4)_2SO_4$ ผลิตได้จากปฏิกิริยาระหว่างก๊าซแอมโมเนีย (NH_3) และกรดซัลฟิวริก (H_2SO_4) ตามสมการเคมี:

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

คุลดจิมทร

17 g/mol

หากต้องการผลิตแอมโมเนียมซัลเฟต $(NH_4)_2SO_4$ จำนวน 1.00×10^5 กิโลกรัม จะต้องใช้ก๊าซแอมโมเนีย (NH_3) กี่กิโลกรัม?

$$kg\,NH_3 = \frac{17\ kg\,NH_3}{1\ kmol} \times \frac{2\ kmol\ NH_3}{1\ kmol\,(NH_4)_2SO_4} \times \frac{1\ kmol\,(NH_4)_2SO_4}{132.154\ kg\,(NH_4)_2SO_4} \times 1.00\times10^5\ kg\,(NH_4)_2SO_4 = 25,727.56\ kg\,NH_3\ \#$$

1. Molar mass of $(NH_4)_2SO_4$=28.02+8.064+32.07+64.00=132.154 g/mol

2. แปลงมวล $(NH_4)_2SO_4$ เป็นหน่วยกรัม

$$1.00 \times 10^5\ \text{kg} \times 1000\ \text{g/kg} = 1.00 \times 10^8\ \text{g}$$

3. คำนวณจำนวนโมลของ $(NH_4)_2SO_4$

$$\text{mol}\ (NH_4)_2SO_4 = \frac{1.00 \times 10^8\ \text{g}}{132.154\ \text{g/mol}} = 756640.47\ \text{mol}$$

4. หาจำนวนโมลของ NH_3 ที่ต้องใช้

จากสมการเคมี:

$$2\ \text{mol}\ NH_3 \rightarrow 1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4$$

$$\text{mol}\ NH_3 = 2 \times 756640.47\ \text{mol} = 1513280.94\ \text{mol}$$

5. หามวล NH_3 (กรัม)

มวลโมลาร์ของ NH_3:

$$\text{Molar mass of}\ NH_3 = (14.01) + (1.008 \times 3) = 17.034\ \text{g/mol}$$

$$\text{Mass of}\ NH_3\ (\text{g}) = 1513280.94\ \text{mol} \times 17.034\ \text{g/mol} = 25779620.64\ \text{g}$$

6. แปลงเป็นกิโลกรัม

$$\text{Mass of}\ NH_3\ (\text{kg}) = \frac{25779620.64\ \text{g}}{1000\ \text{g/kg}} = 25779.62\ \text{kg}$$

คำตอบ

ต้องใช้ก๊าซแอมโมเนีย (NH_3) ประมาณ 25,780 กิโลกรัม เพื่อผลิต $(NH_4)_2SO_4$ จำนวน 1.00×10^5 กิโลกรัม

$$\boxed{25,780\ \text{kg}\ NH_3}$$

การลดลงของโอโซน (O_3) ในชั้นบรรยากาศสตราโตสเฟียร์นับเป็นประเด็นที่สร้างความกังวลอย่างมากในหมู่นักวิทยาศาสตร์ตลอดช่วงหลายปีที่ผ่านมา มีความเชื่อว่าโอโซนสามารถทำปฏิกิริยากับไนตริกออกไซด์ (NO) ซึ่งถูกปล่อยออกมาจากเครื่องบินเจ็ตที่บินในระดับความสูงมาก เช่น เครื่องบิน SST (Supersonic Transport) โดยปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ: ต้อง check หาสารกำหนดปริมาณก่อน

mol NO_2

$$\overset{48}{O_3} + \overset{30}{NO} \longrightarrow O_2 + NO_2$$

0.740 g 0.670 g

หากโอโซนปริมาณ 0.740 กรัม ทำปฏิกิริยากับไนตริกออกไซด์ปริมาณ 0.670 กรัม จะสามารถผลิตแก๊สไนโตรเจนไดออกไซด์ (NO_2) ได้กี่กรัม? สารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ (Limiting reagent)? และจงคำนวณจำนวนโมลของสารที่เหลือหลังปฏิกิริยาสิ้นสุด

Step 1 → แปลงกรัม O_3 → mol O_3 → mol NO_2 → g NO_2

มวลโมลาร์:

- O_3 = 48.00 g/mol
- NO_2 = 46.01 g/mol

$$0.740 \text{ g } O_3 \times \frac{1 \text{ mol } O_3}{48.00 \text{ g } O_3} \times \frac{1 \text{ mol } NO_2}{1 \text{ mol } O_3} \times \frac{46.01 \text{ g } NO_2}{1 \text{ mol } NO_2}$$

$$= 0.7095 \text{ g } NO_2$$

→ ถ้า O_3 ไม่หมด จะได้ NO_2 = 0.7095 g

Step 2 → เช็ค mol ของ NO พอหรือไม่?

หา mol ของ NO

$$0.670 \text{ g NO} \times \frac{1 \text{ mol NO}}{30.01 \text{ g NO}} = 0.02233 \text{ mol NO}$$

mol O_3 ที่มี =

$$0.740 \text{ g } O_3 \times \frac{1}{48.00} = 0.01542 \text{ mol } O_3$$

จากสมการเคมี → ต้องการ 1 mol NO ต่อ 1 mol O_3

→ ต้องใช้ NO = 0.01542 mol ซึ่ง **มี NO = 0.02233 mol (มากกว่า)**

→ **O_3 เป็นสารกำหนดปริมาณ**

Step 3 → หาสาร NO ที่เหลือ

NO ใช้ไปเท่ากับ mol O_3 = 0.01542 mol

$$\text{mol NO เหลือ} = 0.02233 - 0.01542 = 0.00691 \text{ mol}$$

⭐ **คำตอบสุดท้าย**

$NO_2 = 0.710$ g, Limiting reagent = O_3, NO เหลือ = 0.00691 mol

ปริมาณแอลกอฮอล์ในสุราที่มีดีกรีสูง (hard liquor) มักระบุในรูปของค่า “proof” ซึ่งนิยามว่าเป็นสองเท่าของเปอร์เซ็นต์ปริมาตรของเอทานอล (C_2H_5OH) ที่มีอยู่ จงคำนวณหามวล (เป็นกรัม) ของแอลกอฮอล์ที่มีอยู่ในสุรา gin ขนาด 1.00 L ที่มีค่า 75 proof โดยที่ความหนาแน่นของเอทานอลเท่ากับ 0.798 g/mL

⭐ วิธีทำ (พร้อมหน่วย)

1. แปลง proof → % v/v

นิยาม:

$$\text{Proof} = 2 \times \%\ \text{v/v}$$

→ ดังนั้น

$$\%\ \text{v/v} = \frac{\text{Proof}}{2} = \frac{75}{2} = 37.5\%$$

→ หมายถึง ใน gin 100 mL จะมีเอทานอล 37.5 mL

2. หา volume ของเอทานอลใน 1.00 L gin

$$1.00\ \text{L gin} = 1000\ \text{mL gin}$$

$$\text{Volume ethanol} = \frac{37.5}{100} \times 1000\ \text{mL} = 375.0\ \text{mL ethanol}$$

$$\text{g Ethanol} = \frac{0.798\ \text{g Ethanol}}{1\ \text{ml}} \times 375\ \text{ml} = 299.25\ \text{g}$$

3. หา mass ของ ethanol

$$\text{Density ethanol} = 0.798\ \text{g/mL}$$

$$\text{Mass ethanol} = 375.0\ \text{mL} \times 0.798\ \text{g/mL} = 299.25\ \text{g}$$

หากเติมสารละลายแคลเซียมคลอไรด์ ($CaCl_2$) ความเข้มข้น 0.150 โมลาร์ ปริมาตร 30.0 มิลลิลิตร ลงในสารละลายเงินไนเตรต ($AgNO_3$) ความเข้มข้น 0.100 โมลาร์ ปริมาตร 15.0 มิลลิลิตร จะเกิดตะกอนเงินคลอไรด์ (AgCl) ขึ้นเป็นจำนวนกี่กรัม?

สารกำหนดปริมาณ

$$CaCl_2(aq) + 2\,AgNO_3(aq) \rightarrow 2\,AgCl(s) + Ca(NO_3)_2(aq)$$

0.0045 0.0015 mol

เติมสารละลาย:

- $CaCl_2$ 0.150 M, 30.0 mL → mol $CaCl_2$ = MV = $0.150 \frac{mol}{l} \times 30\,ml \times \frac{1\,l}{1000\,ml}$ = 0.0045 mol
- $AgNO_3$ 0.100 M, 15.0 mL → mol $AgNO_3$ = MV = 0.00150 mol $AgNO_3$

จะเกิดตะกอน AgCl กี่กรัม?

Step 1 – หาจำนวนโมล $CaCl_2$

$$\text{mol } CaCl_2 = 0.150\,\text{mol/L} \times \frac{30.0\,\text{mL}}{1000\,\text{mL/L}} = 0.00450\,\text{mol}$$

Step 2 – หาจำนวนโมล $AgNO_3$

$$\text{mol } AgNO_3 = 0.100\,\text{mol/L} \times \frac{15.0\,\text{mL}}{1000\,\text{mL/L}} = 0.00150\,\text{mol}$$

Step 3 – เทียบอัตราส่วนโมล

จากสมการ:

$$1\,\text{mol } CaCl_2 \rightarrow 2\,\text{mol AgCl}$$

$$2\,\text{mol } AgNO_3 \rightarrow 2\,\text{mol AgCl}$$

→ ต้องการ $AgNO_3$ 2 mol ต่อ $CaCl_2$ 1 mol

หา Limiting Reagent

ตรวจว่ามี $AgNO_3$ พอหรือไม่:

- ต้องใช้ $AgNO_3 = 0.00450 \times 2 = 0.00900$ mol
- แต่มีจริง $AgNO_3 = 0.00150$ mol < 0.00900 mol

→ **$AgNO_3$ เป็นสารกำหนดปริมาณ**

Step 4 – หาโมล AgCl ที่เกิดจาก $AgNO_3$

จากสมการ:

$$2\,\text{mol } AgNO_3 \rightarrow 2\,\text{mol AgCl}$$

→ mol AgCl = mol $AgNO_3$

$$\text{mol AgCl} = 0.00150\,\text{mol}$$

Step 5 – แปลง mol AgCl → g AgCl

มวลโมลาร์ AgCl:

$$M_{AgCl} = 107.87 + 35.45 = 143.32\,\text{g/mol}$$

$$\text{mass AgCl} = 0.00150\,\text{mol} \times 143.32\,\text{g/mol} = 0.215\,\text{g}$$

$$g\,AgCl = \frac{143.32\,g\,AgCl}{1\,mol\,AgCl} \times \frac{2\,mol\,AgCl}{2\,mol\,AgNO_3} \times 0.0015\,mol\,AgNO_3$$

ผู้ป่วยที่มีภาวะโซเดียมในเลือดต่ำ (Hyponatremia) มีความเข้มข้นของไอออนโซเดียมในเลือดอยู่ที่ 0.118 โมลาร์ และมีปริมาตรเลือดรวม 4.6 ลิตร ต้องเติมโซเดียมคลอไรด์ (NaCl) ลงในเลือดเป็นปริมาณกี่กรัม จึงจะทำให้ความเข้มข้นของไอออนโซเดียมเพิ่มขึ้นเป็น 0.138 โมลาร์ โดยสมมติว่าปริมาตรของเลือดยังคงเท่าเดิม?

Na^+

$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

⭐ โจทย์ (ภาษาไทยสรุป)

- ความเข้มข้น Na^+ เดิม = 0.118 M
- ต้องการเพิ่มเป็น = 0.138 M
- ปริมาตรเลือด = 4.6 L
- เติม NaCl (1 mol NaCl → 1 mol Na^+)

> ต้องเติม NaCl กี่กรัม?

1. หาความต่างความเข้มข้นที่ต้องเพิ่ม

$$\Delta C_{Na^+} = 0.138\ \text{M} - 0.118\ \text{M} = 0.020\ \text{mol/L}$$

2. คำนวณโมล Na^+ ที่ต้องเพิ่ม

M × V

$$0.020\ \text{mol/L} \times 4.6\ \text{L} = 0.0920\ \text{mol Na}^+$$

3. แปลง mol Na^+ → g NaCl ด้วย Conversion Factor

เพราะ:

$$1\ \text{mol NaCl} = 1\ \text{mol Na}^+$$

และ

$$M_{\text{NaCl}} = 22.99 + 35.45 = 58.44\ \text{g/mol}$$

ดังนั้น:

$$0.0920\ \text{mol Na}^+ \times \frac{1\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{mol Na}^+} \times \frac{58.44\ \text{g NaCl}}{1\ \text{mol NaCl}} = 5.374\ \text{g NaCl}$$

$$g\ NaCl = \frac{58.44\ g\ NaCl}{1\ mol\ NaCl} \times \frac{1\ mol\ NaCl}{1\ mol\ Na^+} \times 0.0920\ mol\ Na^+$$