

제 3 장

화학량론



미시적 세계
(Micro World)
원자 또는 분자



거시적 세계
(Macro World)
그램 (gram)

원자 질량 단위(atomic mass unit, amu)

탄소-12 원자 한 개의 질량의 정확히 1/12을 기준으로 한 단위

원자 질량(atomic mass)

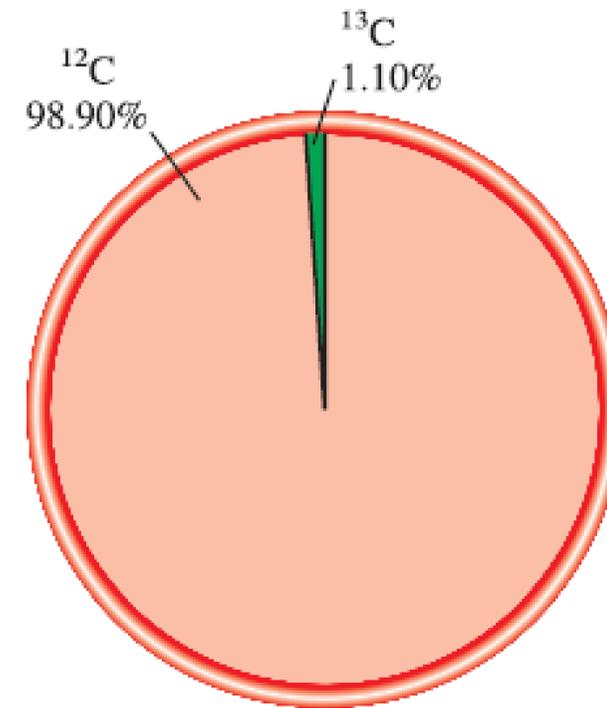
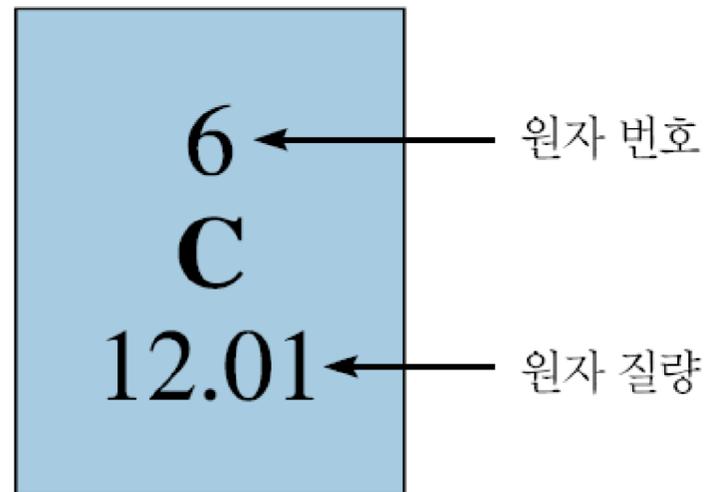
원자 질량 단위로 나타낸 원자의 질량

원자 질량의 정의:
 ^{12}C 원자 1개 질량 = 12 amu

이러한 기준으로,
 $^1\text{H} = 1.008 \text{ amu}$
 $^{16}\text{O} = 16.00 \text{ amu}$

평균 원자 질량(average atomic mass)

자연계에 존재하는 동위원소 혼합물의 평균 질량



C-12와 C-13의 자연계에 존재하는 비율.

예제 3.1

고대로부터 알려진 금속인 구리는 동전이나 전선 등 여러 분야에 사용된다. 구리의 두 안정한

동위원소 $^{63}_{29}\text{Cu}$ (69.09%)와 $^{65}_{29}\text{Cu}$ (30.91%)의 원자 질량은 각각 62.93 amu와 64.9278 amu이다. 구리의 평균 원자 질량을 구하시오. 상대 존재 비는 괄호 안에 주어졌다.

전략 각 동위원소는 각각의 상대 존재 비만큼 평균 원자 질량에 기여한다. 한 동위원소의 질량에 존재 비율(%가 아님)을 곱하면 그 동위원소의 평균 질량에 대한 기여도를 계산할 수 있다.

풀이 우선 백분율을 분수로 바꾼다. 즉, 69.09%를 $69.09/100=0.6909$, 30.91%를 $30.91/100=0.3091$ 로 바꾼다. 각 동위원소의 평균 질량에 대한 기여도를 계산하고, 각 기여도를 합하여 평균 원자 질량을 계산한다.

$$(0.6909)(62.93 \text{ amu}) + (0.3091)(64.9278 \text{ amu}) = 63.55 \text{ amu}$$

검산 평균 원자 질량은 두 동위원소의 질량 사이의 값이어야 하며, 따라서 답은 타당하다. $^{63}_{29}\text{Cu}$ 가 $^{65}_{29}\text{Cu}$ 보다 더 많이 존재하므로 평균 원자 질량은 64.9278 amu보다 62.93 amu에 더 가깝다.

실전 연습 붕소의 두 안정한 동위원소 $^{10}_5\text{B}$ (19.78%)와 $^{11}_5\text{B}$ (80.22%)의 원자 질량은 각각 10.0129 amu와 11.0093 amu이다. 평균 원자 질량을 계산하시오.

몰(mole, mol)

입자의 수를 다룰 때 사용하는 단위



1 몰(mole, mol)

^{12}C 동위원소 12.00 g에 들어있는 탄소 원자의 개수에 해당하는 물질의 양

$$1 \text{ 몰} = N_A = 6.0221415 \times 10^{23}$$

Avogadro 수 (N_A)

여러 원소 1 mol의 양



몰질량 (Molar mass, M)

어떤 물질 1 mole 의 질량을 g 단위로 정의

$$^{12}\text{C} \text{ 원자 } 1 \text{ 몰} = 6.022 \times 10^{23} \text{ 개의 원자} = 12.00 \text{ g}$$

$$^{12}\text{C} \text{ 원자 } 1 \text{ 개} = 12.00 \text{ amu}$$

$$\begin{aligned} ^{12}\text{C} \text{ 원자 } 1 \text{ 몰} &= ^{12}\text{C} \text{ } 12.00 \text{ g} \\ \text{리튬 원자 } 1 \text{ 몰} &= \text{Li } 6.941 \text{ g} \end{aligned}$$

$$\text{어떤 원소에 대해}$$
$$\text{원자질량 (amu)} = \text{몰질량 (gram)}$$

예제 3.2

아연(Zn)은 구리와 함께 황동을 만들고 철의 부식을 방지하는 데 사용되는 은색 금속이다. Zn 45.9 g에는 Zn 몇 mol이 존재하는가?

전략 Zn의 g 수를 구하는 문제이다. 몰수와 g 수 사이의 변환을 위하여 필요한 환산 인자는 무엇인가? 적당한 환산 인자를 이용하여 몰수를 소거하고 mol 단위의 답을 구한다.

풀이 g 수와 몰수 사이의 변화에 필요한 환산 인자는 물질량이다. 주기율표(표지 안쪽 참조)에서 Zn의 물질량이 65.39 g임을 알 수 있다. 이것은 다음과 같이 표현된다.

$$1 \text{ mol Zn} = 65.39 \text{ g Zn}$$

이 관계식으로부터 두 개의 환산 인자를 구할 수 있다.

$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{65.39 \text{ g Zn}} \quad \text{또는} \quad \frac{65.39 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}}$$

왼쪽 환산 인자를 사용하면, g 단위가 소거되고 mol 단위만 남는다.

$$45.9 \text{ g Zn} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{65.39 \text{ g Zn}} = 0.702 \text{ mol Zn}$$

따라서 Zn 45.9 g에는 Zn 0.702 mol이 존재한다.

(계속)

검산 45.9 g이 Zn의 물질량보다 작기 때문에 1 mol 미만일 것을 예측할 수 있다.

실전 연습 납(Pb) 12.4 mol에 들어있는 납의 g 수를 구하시오.

예제 3.3

황(S)은 석탄에 들어있는 비금속 원소이다. 석탄이 연소되면, 황은 이산화 황이 된 후, 최종에는 산성비의 원인이 되는 황산이 된다. S 25.1 g에는 황 원자 몇 개가 존재하는가?

전략 황의 g 수를 구하는 문제이다. 황의 g 수를 원자로 직접 환산할 수는 없다. 황의 g 수를 원자로 바꾸기 위하여 필요한 단위는 무엇인가? 아보가드로 수는 어떤 역할을 하는가?

풀이 이 문제는 두 번의 환산이 필요하다. 우선 g 수를 몰수로 바꾸고 나서 몰수를 원자의 입자수로 바꾼다. 첫 번째 단계는 예제 3.2와 비슷하다.

$$1 \text{ mol S} = 32.07 \text{ g S}$$

이므로 환산 인자는

$$\frac{1 \text{ mol S}}{32.07 \text{ g S}}$$

이다. 두 번째 단계에서는 아보가드로 수를 이용한다.

$$1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23} \text{ 입자(원자)}$$

이므로 환산 인자는 다음과 같다.

$$\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ S 원자}}{1 \text{ mol S}} \quad \text{또는} \quad \frac{1 \text{ mol S}}{6.022 \times 10^{23} \text{ S 원자}}$$

왼쪽 환산 인자가 분자에 S 원자 단위를 포함하고 있으므로 이것이 필요로 하는 환산 인자이다. 우선 S 25.1 g에 존재하는 몰수를 계산한 후, 몰수로부터 S의 원자수를 계산할 수 있다.

S의 g 수 \longrightarrow S의 몰수 \longrightarrow S의 원자수

이들 환산을 한 단계로 다음과 같이 나타낼 수 있다.

$$25.1 \text{ g S} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32.07 \text{ g S}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ S 원자}}{1 \text{ mol S}} = 4.71 \times 10^{23} \text{ S 원자}$$

따라서 황 25.1 g에는 4.71×10^{23} 개의 원자가 존재한다.

검산 S 25.1 g에는 아보가드로 수보다 적은 수의 원자가 들어있어야 하는가? S 몇 그램에 아보가드로 수만큼의 원자가 존재하는가?

실전 연습 포타슘(K) 0.551 g에 들어있는 원자수를 구하시오.

예제 3.4

은(Ag)은 보석에 주로 사용되는 귀금속이다. Ag 원자 1개의 질량은 몇 g인가?

전략 원자 1개의 질량을 묻고 있다. Ag 1 mol에는 Ag 원자 몇 개가 있으며 Ag의 몰질량은 얼마인가?

풀이 Ag 원자 1 mol은 Ag 원자 6.022×10^{23} 개를 포함하기 때문에 Ag 원자 1개의 질량을 다음과 같이 쓸 수 있다.

$$1 \text{ Ag 원자} \times \frac{1 \text{ mol Ag}}{6.022 \times 10^{23} \text{ Ag 원자}} \times \frac{107.9 \text{ g}}{1 \text{ mol Ag}} = 1.792 \times 10^{-22} \text{ g}$$

검산 Ag 원자 6.022×10^{23} 개의 질량은 107.9 g이므로 Ag 원자 1개의 질량은 매우 작아야 한다.

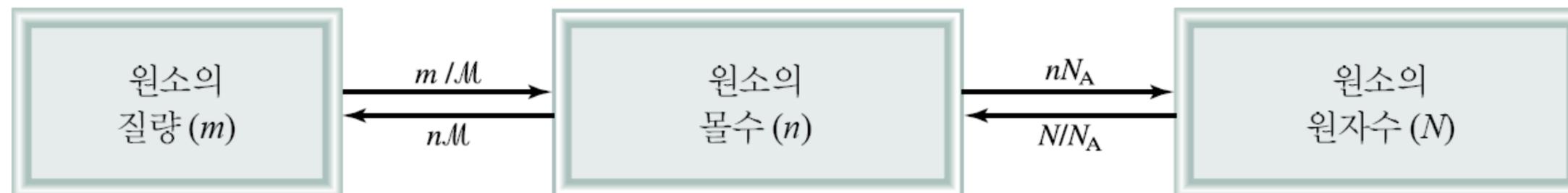
실전 연습 아이오딘(I) 원자 1개의 질량은 몇 g인가?

탄소-12 원자 1 mol = 12 g (정확히)

$$\begin{aligned}\text{탄소-12 원자 1개의 질량} &= 12.00 \text{ g} / 6.022 \times 10^{23} \text{ 개} \\ &= 1.993 \times 10^{-23} \text{ g} \\ &= 12 \text{ amu}\end{aligned}$$

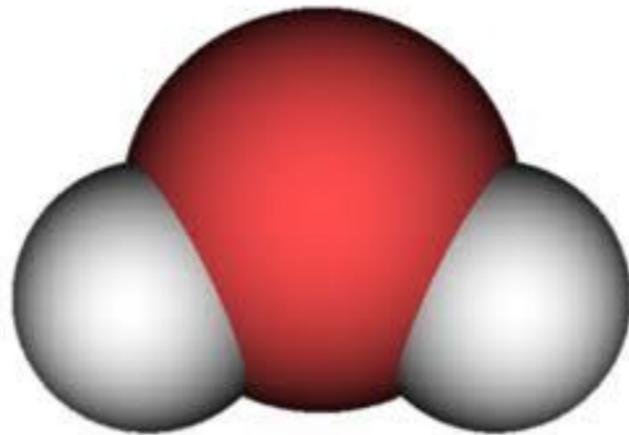
$$\begin{aligned}1 \text{ amu} &= 1.993 \times 10^{-23} \text{ g} / 12 \\ &= 1.661 \times 10^{-24} \text{ g}\end{aligned}$$

$$1 \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ amu}$$



분자 질량 (Molecular mass)

분자에 있는 원자 질량(amu 단위)의 합



H_2O

2H

O

H_2O

2 x 1.008 amu

+

16.00 amu

18.02 amu

어떤 분자 화합물에 대해,
분자 질량 (amu) = 몰질량 (gram)

H_2O 1 분자 = 18.02 amu

H_2O 1 몰 = 18.02 g

예제 3.5

다음 화합물의 분자 질량(amu 단위)을 구하시오. (a) 이산화 황(sulfur dioxide, SO_2), (b) 카페인(caffeine, $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$)

전략 어떤 방법으로 서로 다른 원소들의 원자 질량을 합하여 화합물의 분자 질량을 얻는가?

풀이 분자 질량을 계산하기 위하여, 분자 내 모든 원자 질량을 구해야 한다. 각 원소에 대하여 그 원소의 원자 질량과 분자 내에 존재하는 그 원소의 원자수를 곱한다. 원자 질량은 주기율표(표지 안쪽)에서 구할 수 있다.

(a) SO_2 에는 O 원자 두 개와 S 원자 한 개가 있다. 따라서

$$\begin{aligned}\text{SO}_2\text{의 분자 질량} &= 32.07 \text{ amu} + 2(16.00 \text{ amu}) \\ &= 64.07 \text{ amu}\end{aligned}$$

(b) 카페인에는 C 원자 여덟 개, H 원자 열 개, N 원자 네 개, O 원자 두 개가 있다. 따라서 $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$

의 분자 질량은 다음과 같다.

$$8(12.01 \text{ amu}) + 10(1.008 \text{ amu}) + 4(14.01 \text{ amu}) + 2(16.00 \text{ amu}) = 194.20 \text{ amu}$$

실전 연습 메탄올(CH_4O)의 분자 질량을 구하시오.

예제 3.6

메테인(CH_4)은 천연 가스의 주성분이다. CH_4 4.83 g 중에 포함된 CH_4 의 몰수를 구하시오

전략 CH_4 의 질량으로부터 몰수를 구하는 문제이다. 질량과 몰수 사이의 변환을 위하여 필요한 환산 인자는 무엇인가? g 단위가 소거되고 답에 mol 단위가 남는 적당한 환산 인자를 이용한다.

풀이 g과 몰수 사이의 계산을 위해 필요한 환산 인자는 물질량이다. 우선 CH_4 의 물질량을 계산하고, 예제 3.5에서와 같은 방법을 이용한다.

$$\begin{aligned}\text{CH}_4\text{의 물질량} &= 12.01 \text{ g} + 4(1.008 \text{ g}) \\ &= 16.04 \text{ g}\end{aligned}$$

즉,

$$1 \text{ mol CH}_4 = 16.04 \text{ g CH}_4$$

이다. 분모에 g 단위가 포함된 다음 환산 인자를 사용하여 g을 소거하고 분자에 mol 단위를 남게 한다.

$$\frac{1 \text{ mol CH}_4}{16.04 \text{ g CH}_4}$$

계산하면,

$$4.83 \text{ g } \cancel{\text{CH}_4} \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16.04 \text{ g } \cancel{\text{CH}_4}} = 0.301 \text{ mol CH}_4$$

그러므로, CH_4 4.83 g에 CH_4 0.301 mol이 있다.

검산 CH_4 4.83 g은 1 mol보다 적은 것이 맞는가? CH_4 1 mol의 질량은 얼마인가?

실전 연습 클로로폼(CHCl_3) 198 g에 포함된 클로로폼의 몰수를 구하시오.

예제 3.7

동물 사료, 비료, 고분자 제조에 사용되는 요소[(NH₂)₂CO] 43.8 g에 포함된 수소 원자의 수를 구하시오. 요소의 물질량은 60.06 g이다.

전략 요소 43.8 g에 포함된 수소 원자의 수를 구하는 문제이다. 요소의 g 수를 수소 원자수로 직접 환산하는 것은 불가능하다. 원자 수를 구하기 전에 먼저 얻어야 하는 단위는 무엇인가? 아보가드로 수가 어떻게 이용되는가? 요소 분자 한 개에는 H 원자 몇 개가 존재하는가?

풀이 H 원자수를 계산하기 위하여 요소의 질량을 분자 수로 환산해야 한다. 이것은 예제 3.2와 비슷하다. 요소의 분자식에서 요소 한 분자에 H 원자 네 개가 포함되어 있음을 안다. 요소의 물질량, 아보가드로 수, 요소 1 분자에 포함된 H 원자수의 두 가지 환산 인자가 필요하다. 이들 환산 인자를 결합하면 다음과 같다.

요소의 g 수 → 요소의 몰수 → H의 몰수 → H의 원자수

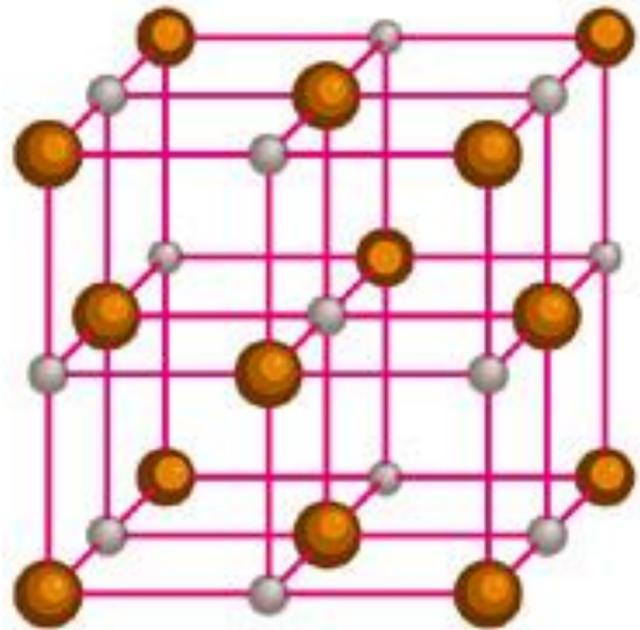
$$43.8 \text{ g } \cancel{(\text{NH}_2)_2\text{CO}} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{(\text{NH}_2)_2\text{CO}}}{60.06 \text{ g } \cancel{(\text{NH}_2)_2\text{CO}}} \times \frac{4 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } \cancel{(\text{NH}_2)_2\text{CO}}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ H 원자}}{1 \text{ mol H}} = 1.76 \times 10^{24} \text{ H 원자}$$

검산 답이 적당하다고 생각되는가? 요소 60.06 g에는 H 원자 몇 개가 포함되어 있는가?

실전 연습 아이소프로판올(C₃H₈O) 72.5 g에는 H 원자 몇 개가 포함되어 있는가?

화학식량 (formula mass)

이온 결합 화합물에서 화학식 단위 한 개의 원자 질량의 합(amu 단위)



NaCl

1Na	22.99 amu
1Cl	+ 35.45 amu
NaCl	<hr/> 58.44 amu

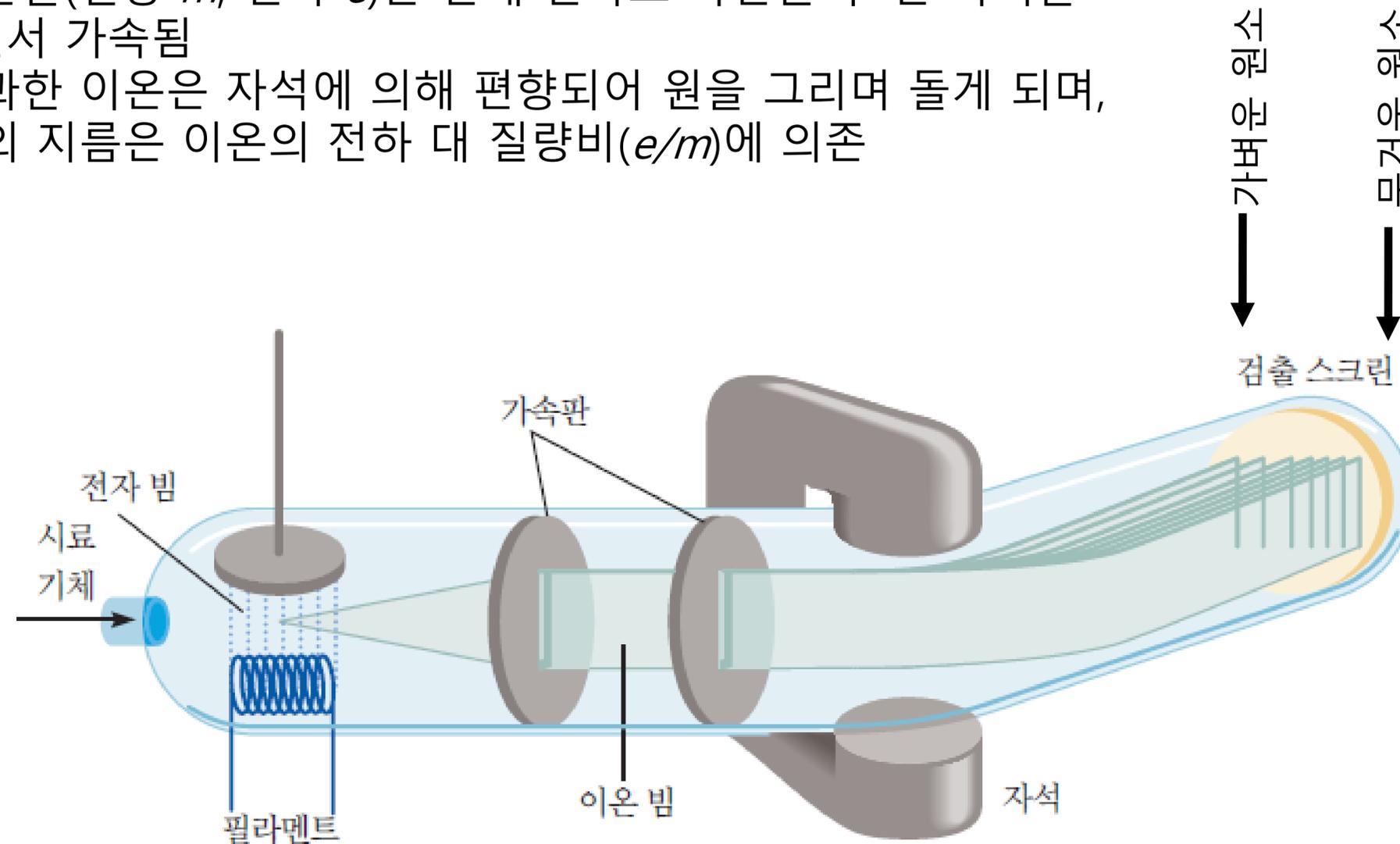
이온 결합 화합물에 대해,
화학식량 (amu) = 물질량 (gram)

NaCl 1개 단위의 화학식량 = 58.44 amu

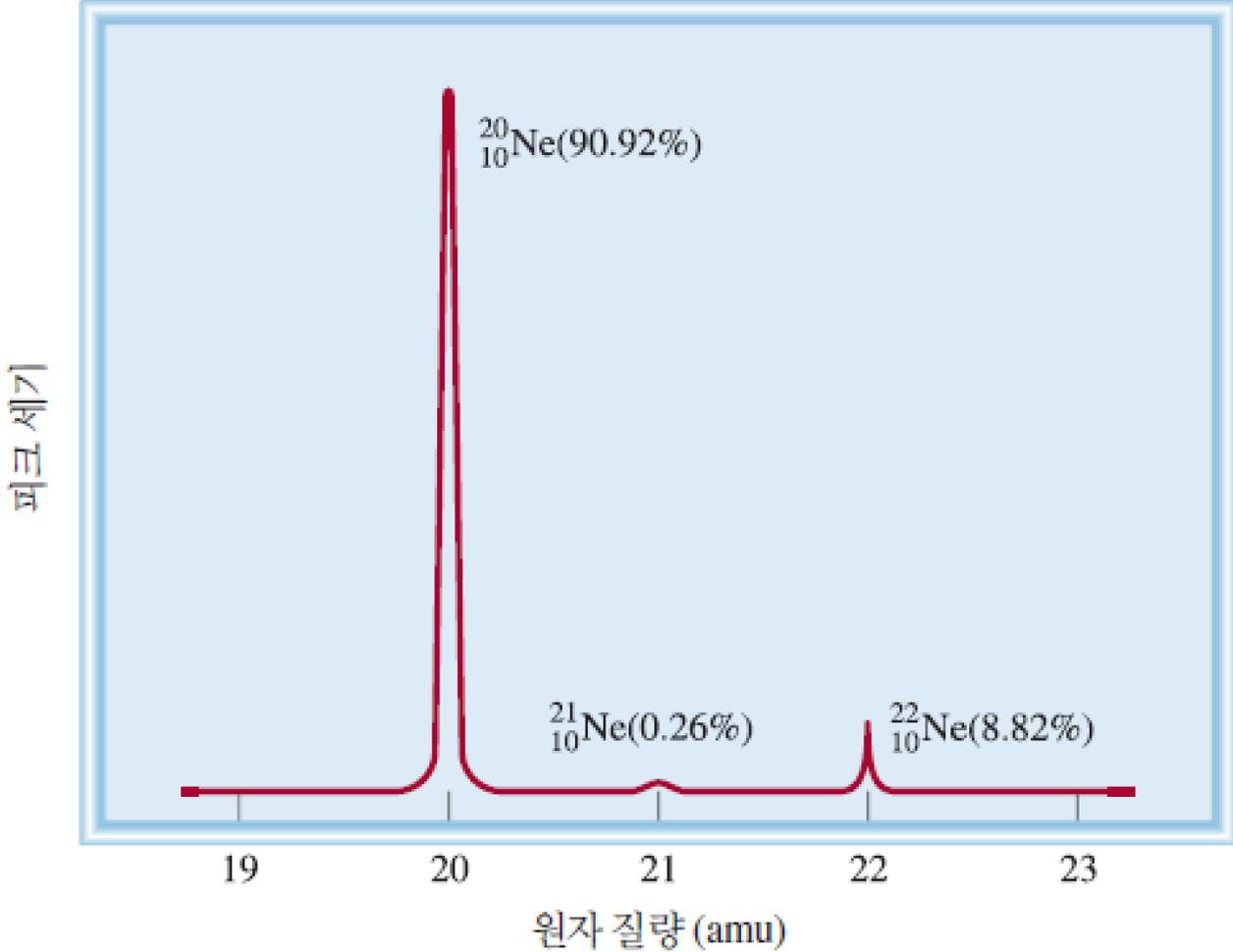
NaCl 1 몰 = NaCl 58.44 g

질량 분석기 (mass spectrometer)

- 원자나 분자의 질량을 측정하는 가장 직접적이고 정확한 방법
- 높은 에너지를 가진 전자를 기체 상태의 시료에 쏘여 충격을 가함
- 전자와 기체 상태의 원자(또는 분자)가 충돌할 때 각 원자나 분자로부터 전자 하나가 떨어져 나가 양이온 생성
- 이 양이온들(질량 m , 전하 e)은 반대 전하로 하전된 두 판 사이를 통과하면서 가속됨
- 판을 통과한 이온은 자석에 의해 편향되어 원을 그리며 돌게 되며, 이 경로의 지름은 이온의 전하 대 질량비(e/m)에 의존



Ne의 스펙트럼



조성 백분율(Percent composition by mass)

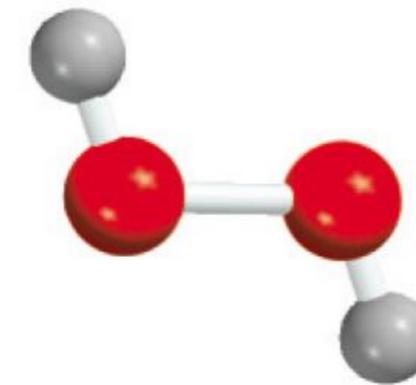
화합물에 포함된 각 원소의 질량 백분율

$$\text{한 원소의 조성 백분율} = \frac{n \times \text{원소의 몰질량}}{\text{화합물의 몰질량}} \times 100\%$$

<예> H₂O₂

$$\%H = \frac{2 \times 1.008 \text{ g}}{34.02 \text{ g}} \times 100\% = 5.926\%$$

$$\%O = \frac{2 \times 16.00 \text{ g}}{34.02 \text{ g}} \times 100\% = 94.06\%$$



H₂O₂

예제 3.8

인산(H_3PO_4)은 무색의 끈적끈적한 액체로 세제, 비료, 치약, 탄산음료의 톡 쏘는 맛을 내는 데 사용된다. 화합물 중 H, P, O의 질량 백분율을 구하시오.

전략 백분율을 구하는 과정을 다시 생각해 보자. H_3PO_4 1 mol이 있다고 가정하고, 각 원소 (H, P, O)의 질량 백분율은 H_3PO_4 1 mol에 들어있는 각 원소의 원자 질량의 합을 H_3PO_4 의 몰 질량으로 나누고 100을 곱해서 구한다.

풀이 H_3PO_4 의 몰질량은 97.99 g이다. H_3PO_4 에 들어있는 각 원소의 질량 백분율은 다음과 같이 계산된다.

$$\% \text{H} = \frac{3(1.008 \text{ g H})}{97.99 \text{ g H}_3\text{PO}_4} \times 100\% = 3.086\%$$

$$\% \text{P} = \frac{30.97 \text{ g P}}{97.99 \text{ g H}_3\text{PO}_4} \times 100\% = 31.61\%$$

$$\% \text{O} = \frac{4(16.00 \text{ g O})}{97.99 \text{ g H}_3\text{PO}_4} \times 100\% = 65.31\%$$

검산 백분율의 합이 100%가 되는가? 합은 $(3.086\% + 31.61\% + 65.31\%) = 100.01\%$ 이다. 100%에서 약간 차이가 나는 것은 반올림 때문이다.

실전 연습 황산(H_2SO_4)에 포함된 각 원소의 조성 백분율을 구하시오.

예제 3.9

아스코브산(비타민 C)은 괴혈병 치료제이다. 이 화합물은 질량으로 탄소(C) 40.92%, 수소(H) 4.58%, 산소(O) 54.50%로 구성되어 있다. 실험식을 구하시오.

전략 화학식에서 아래첨자는 화합물 1 mol을 형성하기 위해 결합하는 각 원소의 몰비이다. 질량 백분율을 어떻게 몰수로 바꿀 수 있는가? 만일 정확히 화합물 시료 100 g이 있다고 가정하면, 화합물 중 각 원소의 질량을 구할 수 있는가? 질량을 몰수로 바꾸는 방법은 무엇인가?

풀이 아스코브산 100 g이 있다고 가정하면, 각 백분율을 간단히 g 수로 바꿀 수 있다. 이 시료 중에는 C 40.92 g, H 4.58 g, O 54.50 g이 존재한다. 화학식 중 아래첨자는 몰비를 나타내므로, 질량을 각 원소의 몰수로 환산해야 한다. 이 때 필요한 인자는 각 원소의 몰질량이다. 각 원소의 몰수를 n 으로 표시하면 다음과 같이 계산할 수 있다.

$$n_{\text{C}} = 40.92 \text{ g} \cancel{\text{C}} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g} \cancel{\text{C}}} = 3.407 \text{ mol C}$$

$$n_{\text{H}} = 4.58 \text{ g} \cancel{\text{H}} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g} \cancel{\text{H}}} = 4.54 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{O}} = 54.50 \text{ g} \cancel{\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g} \cancel{\text{O}}} = 3.406 \text{ mol O}$$

따라서 $\text{C}_{3.407}\text{H}_{4.54}\text{O}_{3.406}$ 이라는 화학식을 얻게 되는데, 이는 존재하는 원자의 몰비와 화학적 성분을 알려준다. 그러나 화학식은 정수로 나타내므로 이 때 필요한 정수는 가장 작은 아래첨자(3.406)로 각각의 아래첨자를 나누어 얻는다.

$$\text{C: } \frac{3.407}{3.406} \approx 1 \quad \text{H: } \frac{4.54}{3.406} = 1.33 \quad \text{O: } \frac{3.406}{3.406} = 1$$

≈ 표시는 “거의 같다”라는 의미이다. 이제 아스코브산의 화학식은 $\text{CH}_{1.33}\text{O}$ 가 된다. H의 아래 첨자 1.33을 정수로 만들기 위하여 다음의 시행착오 과정을 이용한다.

$$1.33 \times 1 = 1.33$$

$$1.33 \times 2 = 2.66$$

$$1.33 \times 3 = 3.99 \approx 4$$

1.33×3 이 정수 4가 되므로, 모든 아래첨자에 3을 곱하면 $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$ 이다. 이것이 아스코브산의 실험식이다.

(계속)

검산 $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$ 의 아래첨자는 가장 작은 정수비인가?

실전 연습 질량 조성 백분율이 K 24.75%, Mn 34.77%, O 40.51%인 화합물의 실험식을 구하시오.

예제 3.10

황동광(Chalcopyrite, CuFeS_2)은 가장 중요한 구리 광석이다. 황동광 $5.93 \times 10^3 \text{ kg}$ 에서 얻을 수 있는 구리는 몇 kg인가?

전략 황동광은 Cu, Fe, S로 이루어져 있다. Cu의 질량은 화합물 중 Cu의 질량 백분율로 구할 수 있다. 한 원소의 질량 백분율은 어떻게 구하는가?

풀이 Cu와 CuFeS_2 의 물질량은 각각 63.55 g과 183.5 g이다. Cu의 질량 백분율은 다음과 같다.

$$\begin{aligned}\% \text{Cu} &= \frac{\text{Cu의 물질량}}{\text{CuFeS}_2\text{의 물질량}} \times 100\% \\ &= \frac{63.55 \text{ g}}{183.5 \text{ g}} \times 100\% = 34.63\%\end{aligned}$$

CuFeS_2 시료 $5.93 \times 10^3 \text{ kg}$ 중 Cu의 질량을 계산하기 위하여 백분율을 분수로 바꾸고 계산한다.

$$\text{CuFeS}_2 \text{ 중 Cu의 질량} = 0.3463 \times (5.93 \times 10^3 \text{ kg}) = 2.05 \times 10^3 \text{ kg}$$

또한 다음 전환을 이용하여 황동광의 몰수와 구리의 몰수비로 식을 읽어 이 계산을 할 수도 있다.

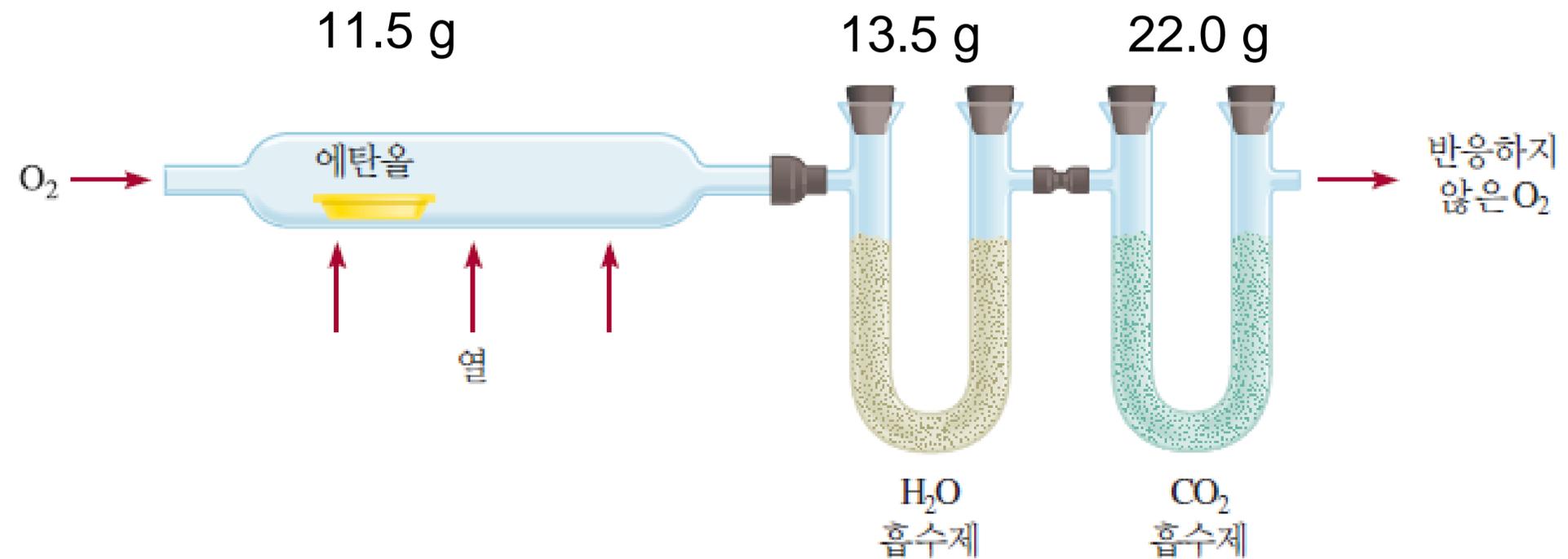


시도해 보라.

검산 대략적인 계산으로 Cu의 질량 백분율이 대략 33% 정도이므로 전체 질량의 1/3이 Cu의 질량이다. 즉, $\frac{1}{3} \times 5.93 \times 10^3 \text{ kg} \approx 1.98 \times 10^3 \text{ kg}$. 이 양은 답과 매우 비슷하다.

실전 연습 Al_2O_3 371 g 중 Al의 g 수를 구하시오.

실험식 결정하기



$$\text{C의 질량} = 11.5 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \times \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol O}_2} \times \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 4.375 \text{ g C}$$

$$\text{H의 질량} = 13.5 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 1.5 \text{ g H}$$

$$\text{C의 질량} = 4.375 \text{ g} \quad \text{질량} - \text{C의 질량} + \text{H의 질량} = 13.5 \text{ g} - 4.375 \text{ g} + 1.5 \text{ g} = 10.625 \text{ g}$$

$$\text{O의 질량} = 0 \quad g \text{ O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \times \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol O}_2} \times \frac{12 \text{ g C}}{12 \text{ g C}} = 0 \quad g \text{ C}$$

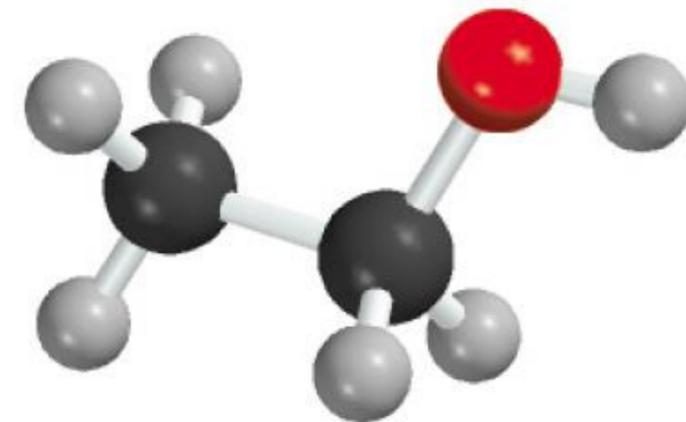
$$\text{H의 질량} = 3 \quad g \text{ H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 3 \quad g \text{ H}$$

$$\text{O의 질량} = 1 \quad \text{질량} - \text{O의 질량} + \text{H의 질량} = 3 \quad g - 0 \quad g + 3 \quad g = 3 \quad g$$

$$\text{O의 몰} = 0 \quad g \text{ C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 0 \quad \text{mol C}$$

$$\text{H의 몰} = 3 \quad g \text{ H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 3 \quad \text{mol H}$$

$$\text{O의 몰} = 1 \quad g \text{ O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 0.0625 \quad \text{mol O}$$



질량 백분율

↓ 질량으로 전환하여
몰질량으로 나눔

각 원소의
몰수

↓ 가장 작은 몰수로 나눔

원소 사이의
몰비

↓ 정수화 되는
아래첨자로 전환

실험식

분자식 구하기

- 질량 조성 백분율 자료로부터 얻은 식은 항상 실험식
- 실제 식인 분자식을 구하기 위해서는 **실험식(empirical formula)** 뿐 아니라 화합물의 대략적인 **몰질량(molar mass)**을 알아야 함
- 화합물의 몰질량은 항상 그 실험식의 정수배

예제 3.11

어떤 화합물 시료 중에 질소(N) 1.52 g과 산소(O) 3.47 g이 포함되어 있다. 이 화합물의 물질량은 90~95 g이다. 이 화합물의 분자식과 정확한 물질량을 구하시오.

전략 분자식을 구하기 위하여 먼저 화학식을 얻어야 한다. 질량은 어떻게 몰수로 바꿀 수 있는가? 화학식량을 실험적으로 결정된 물질량과 비교하여 화학식과 분자식 사이의 관계를 얻는다.

풀이 N과 O의 질량이 주어졌다. 물질량을 환산 인자로 하여 각 원소의 질량을 몰수로 바꿔보자. 각 원소의 몰수를 n 으로 표기하면 다음과 같이 계산할 수 있다.

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

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

따라서 $\text{N}_{0.108}\text{O}_{0.217}$ 의 식을 얻는데, 이는 원자의 존재비와 화학적 성분을 나타낸다. 그러나 화학식은 정수비로 표시하므로 아래첨자 중 가장 작은 아래첨자(0.108)로 나누어 정수비를 얻는다. 반올림한 후 NO_2 의 화학식을 얻는다.

분자식은 실험식과 같을 수도 있고 실험식의 정수배일 수도 있다. 실험식 물질량과 물질량의 비를 계산하면 실험식과 분자식 사이의 정수 관계를 얻을 수 있다. 실험식 NO_2 의 물질량은 다음과 같다.

$$\text{실험식 물질량} = 14.01 \text{ g} + 2(16.00 \text{ g}) = 46.01 \text{ g}$$

이제, 실험식 물질량과 물질량 사이의 비를 계산해보자.

$$\frac{\text{물질량}}{\text{실험식량}} = \frac{90 \text{ g}}{46.01 \text{ g}} \approx 2$$

물질량은 실험식량의 약 두 배이다. 이는 화합물 한 분자에는 두 개의 NO_2 단위가 존재함을 의미한다. 따라서 분자식은 $(\text{NO}_2)_2$ 즉, N_2O_4 이다.

실제 물질량은 실험식량의 두 배인 $2(46.01 \text{ g}) = 92.02 \text{ g}$ 으로 90~95 g의 값이다.

검산 실험식으로부터 분자식을 얻을 때, 화합물의 대략적인 물질량만 알면 된다. 그 이유는 실제 물질량은 실험식 물질량의 정수배(1×, 2×, 3×, ...)이기 때문이다. 따라서 계산된 비율

(물질량/실험식 물질량)은 항상 정수에 거의 가까운 값이다.

실전 연습 어떤 화합물 시료가 B 6.444 g과 H 1.803 g을 포함하고 있다. 이 화합물의 물질량은 약 30 g이다. 분자식을 구하시오.

화학 반응과 화학 반응식

화학 반응(chemical reaction)

화학 반응, 즉 어떤 물질이 하나 이상의 새로운 물질로 변하는 과정

화학 반응식(chemical equation)

화학 반응 중에 일어나는 일들을 화학 기호를 써서 나타낸 식

반응물(Reactants) : 화학 반응에서의 출발 물질

생성물(Products) : 화학 반응의 결과로 얻어진 물질

반응물 → 생성물

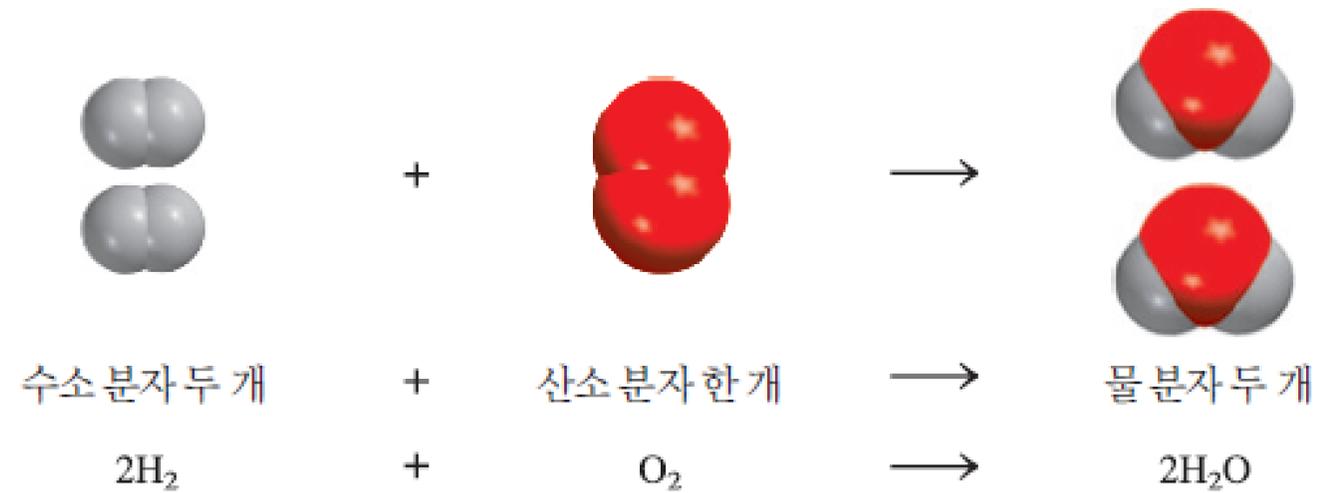


표 3.1 화학 반응식의 의미		
2H_2	+ O_2	→ $2\text{H}_2\text{O}$
2 분자	+ 1 분자	→ 2 분자
2 mol	+ 1 mol	→ 2 mol
$2(2.02 \text{ g}) = 4.04 \text{ g} + 32.00 \text{ g}$		→ $2(18.02 \text{ g}) = 36.04 \text{ g}$
36.04 g 반응물		36.04 g 생성물

화학 반응식 계수 맞추기

1. 모든 반응물과 생성물을 확인하여 정확한 화학식을 반응식의 왼쪽과 오른쪽에 각각 적는다.
2. 반응식 양쪽에 있는 각 원소의 원자수가 같아지도록 화학식 앞에 있는 숫자로 계수를 맞춘다. 단, 화학식의 아래첨자는 바꿀 수 없다.
3. 반응식의 양쪽에 각각 한 번씩 나타난 원소를 포함하는 화학식부터 시작하여 같은 수의 원자를 가지도록 계수를 이용하여 균형을 맞춘다.
4. 나머지 반응물과 생성물에 대해 양쪽에서 원자의 개수가 같도록 계수를 이용하여 균형을 맞춘다.
5. 반응식의 양쪽에 같은 수의 각각 원자 형태를 가지고 있는 것을 확인하였는지 점검한다.

예제 3.12

알루미늄 금속이 공기에 노출되면, 표면에 산화 알루미늄 층이 생성된다. 이 층은 알루미늄과 산소와의 반응을 방지하며, 캔 음료로 사용되는 알루미늄의 부식을 방지한다[철의 경우 산화 철(III)으로 알려진 녹이 너무 다공질이어서 그 밑에 있는 철을 보호하지 못하고 부식이 진행된다]. Al_2O_3 가 생성되는 균형 반응식을 쓰시오

전략 화학 반응식의 균형을 맞출 때 원소나 화합물의 화학식이 변하지 않는다는 것을 명심

하라. 반응식은 화학식 앞에 적당한 계수를 맞추어서 완성한다. 앞에서 설명한 내용에 따라 진행하라.

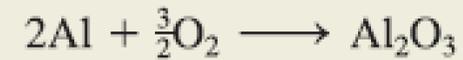
풀이 불균형 반응식은 다음과 같다.



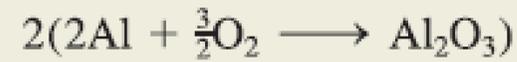
균형 반응식에는, 양변의 각 원자의 종류와 수가 일치해야 한다. 주어진 식에서 반응물 쪽 Al는 한 개이고, 생성물 쪽은 두 개이다. 따라서 반응물 쪽 Al의 계수를 2로 맞추어 Al의 균형을 맞출 수 있다.



반응물 쪽 O는 두 개이고, 생성물 쪽 O는 세 개이다. 따라서 반응물 쪽 O₂의 계수를 $\frac{3}{2}$ 로 맞추어 O의 균형을 맞출 수 있다.



이 식은 균형 반응식이다. 그러나 반응식은 가장 작은 정수들로 균형을 맞춰야 하므로, 양변에 2를 곱하여 계수를 정수로 만들어 준다.



검산 균형 반응식에는 양변의 원자의 종류와 수가 일치한다. 검산해 보면 다음과 같다.

반응물	생성물
Al(4)	Al(4)
O(6)	O(6)

이 반응식은 균형이 맞았다.

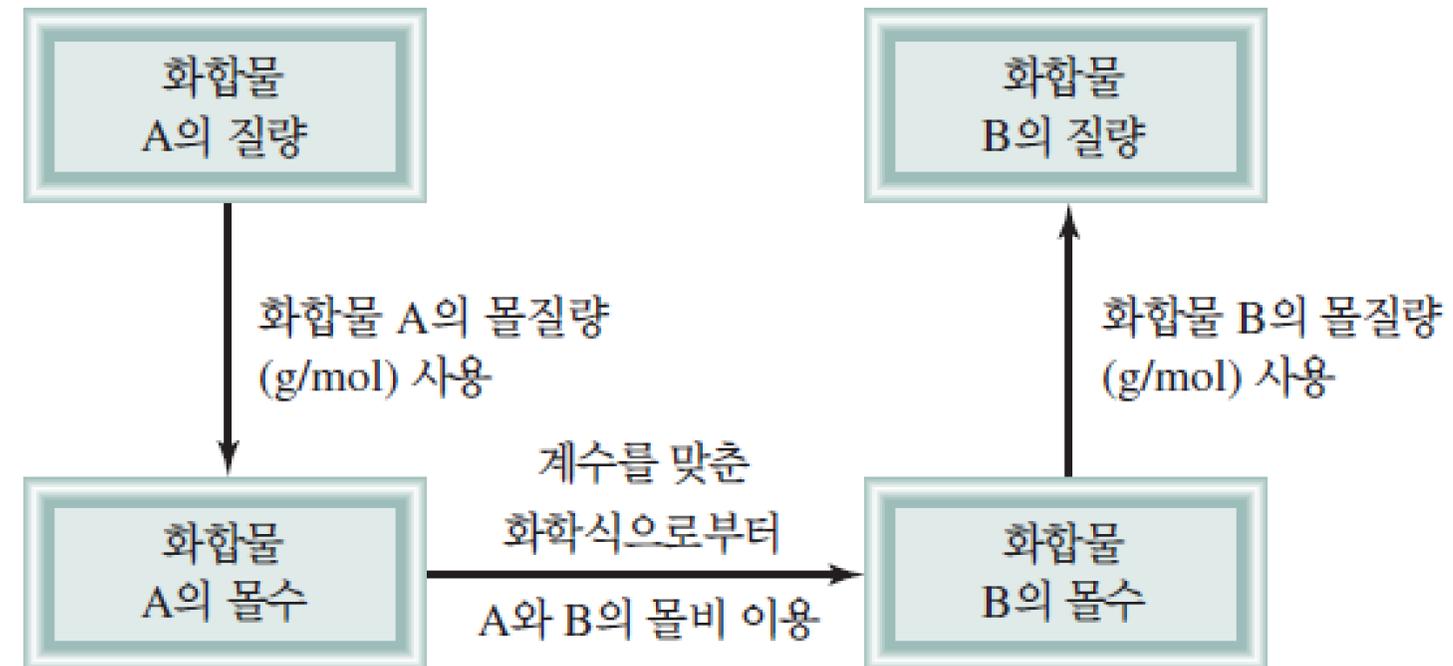
실전 연습 산화 철(III)(Fe₂O₃)과 일산화 탄소(CO)가 반응하여 철(Fe)과 이산화 탄소(CO₂)를 생성하는 반응의 균형 화학 반응식을 완성하시오.

화학량론 (stoichiometry)

화학 반응에서의 반응물과 생성물에 대한 정량적인 연구

몰 방법 (mole method)

화학량론적 계수를 각 물질의 몰수로 해석



1. 균형 화학 반응식을 쓴다
2. 반응물의 양을 mol로 바꾸어 쓴다
3. 반응식을 이용하여 생성물의 mol수를 계산한다
4. 생성물의 mol수를 원하는 단위로 바꾸어 계산한다

예제 3.13

우리가 먹는 음식은 몸 안에서 잘게 잘리고 분해되어 성장과 활동을 하는 에너지를 공급한다. 이 매우 복잡한 과정을 대표하는 반응은 포도당($C_6H_{12}O_6$)이 이산화 탄소(CO_2)와 물(H_2O)로 분해되는 반응이다.



$C_6H_{12}O_6$ 968 g이 어떤 기간 동안 한 사람에게 의하여 소모된다면, 생성되는 CO_2 의 질량은 얼마인가?

전략 균형 반응식에서 $C_6H_{12}O_6$ 와 CO_2 의 몰비를 이용하여 두 물질의 양을 비교해보자. 어떤 방법으로 $C_6H_{12}O_6$ 의 질량을 몰수로 환산할 수 있는가? 균형 반응식의 몰비를 이용하여 CO_2 의

몰수를 결정한 후, 어떻게 CO_2 의 g 수로 환산할 수 있는가?

풀이 그림 3.8에 주어진 과정을 따라 푼다.

단계 1: 균형 반응식은 문제에 주어졌다.

단계 2: $C_6H_{12}O_6$ 의 질량을 몰수로 바꾼다.

$$968 \text{ g } \cancel{C_6H_{12}O_6} \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180.2 \text{ g } \cancel{C_6H_{12}O_6}} = 5.372 \text{ mol } C_6H_{12}O_6$$

단계 3: $C_6H_{12}O_6$ 와 CO_2 의 몰비는 1:6이다. 그러므로 CO_2 의 생성 몰수는

$$5.372 \text{ mol } \cancel{C_6H_{12}O_6} \times \frac{6 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } \cancel{C_6H_{12}O_6}} = 32.23 \text{ mol } CO_2$$

단계 4: 마지막으로 CO_2 의 생성되는 양을 계산한다.

$$32.23 \text{ mol } \cancel{CO_2} \times \frac{44.01 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } \cancel{CO_2}} = 1.42 \times 10^3 \text{ g } CO_2$$

이 과정을 요약하면 다음과 같다.



전 과정을 요약하여 하나의 식으로 나타내면 다음과 같다.

$$\begin{aligned} CO_2 \text{의 질량} &= 968 \text{ g } \cancel{C_6H_{12}O_6} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{C_6H_{12}O_6}}{180.2 \text{ g } \cancel{C_6H_{12}O_6}} \times \frac{6 \text{ mol } \cancel{CO_2}}{1 \text{ mol } \cancel{C_6H_{12}O_6}} \times \frac{44.01 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } \cancel{CO_2}} \\ &= 1.42 \times 10^3 \text{ g } CO_2 \end{aligned}$$

검산 답은 타당한가? CO_2 의 물질량이 $C_6H_{12}O_6$ 의 물질량보다 매우 작음에도 불구하고 생성되는 CO_2 의 질량이 반응하는 $C_6H_{12}O_6$ 보다 커야하는가? $C_6H_{12}O_6$ 와 CO_2 의 몰비는 얼마인가?

실전 연습 메탄올(CH_3OH)은 다음 반응식에 따라 공기 중에서 연소한다.



메탄올 209 g이 모두 연소된다면, 생성되는 H_2O 의 질량은 얼마인가?

예제 3.14

모든 알칼리 금속은 물과 반응하여 수소 기체와 알칼리 금속의 수산화물을 만든다. 리튬과 물 사이의 전형적인 반응은 다음과 같다.



H_2 7.79 g을 얻기 위해 필요한 Li의 질량은 얼마인가?

전략 일정량의 생성물(H_2)을 만드는 데 필요한 반응물(Li)의 양을 구하는 문제이다. 그러므로 그림 3.8의 과정을 역으로 하면 된다. 균형 반응식에서 Li과 H_2 의 몰비는 2:1이다.

풀이 계산 과정은 아래와 같다.



이 과정을 하나로 정리하면 아래와 같다.

$$7.79 \text{ g H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2.016 \text{ g H}_2} \times \frac{2 \text{ mol Li}}{1 \text{ mol H}_2} \times \frac{6.941 \text{ g Li}}{1 \text{ mol Li}} = 53.6 \text{ g Li}$$

검산 대략적으로 H_2 7.79 g은 H_2 4 mol에 해당되므로 Li 8 mol이 필요하다. 대략적인 Li의 물질량을 7 g으로 생각하면 답은 타당한가?

실전 연습 일산화 질소(NO)와 산소가 반응하여 이산화 질소(NO_2)를 만드는 반응은 광화학 적 스모그를 형성하는 데 있어서 중요한 단계이다.



NO_2 2.21 g을 생성하는 데 몇 그램의 O_2 가 필요한가?

화학량론적 양

균형 화학 반응식에서 나타나는 반응물과 생성물의 정확한 몰수

한계 시약(limiting reagent)

반응에서 먼저 소모되는 반응물

초과 시약(excess reagent)

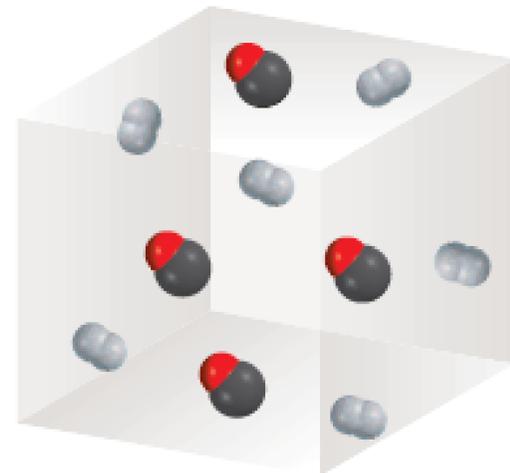
한계 시약과 반응할 때 필요한 양보다 과량 존재하는 반응물



반응 전

CO 4 mol

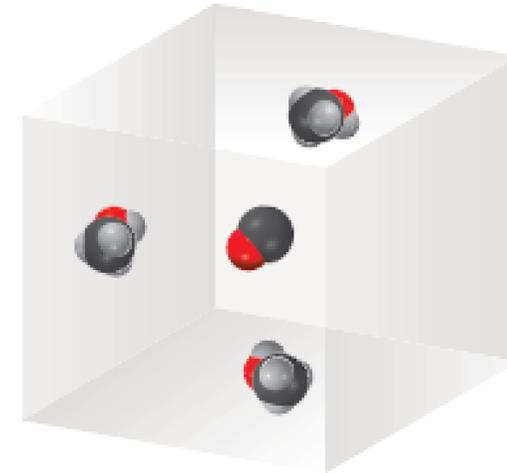
H₂ 6 mol



반응 후

O₂
모두 반응

CO 1 mol
남음

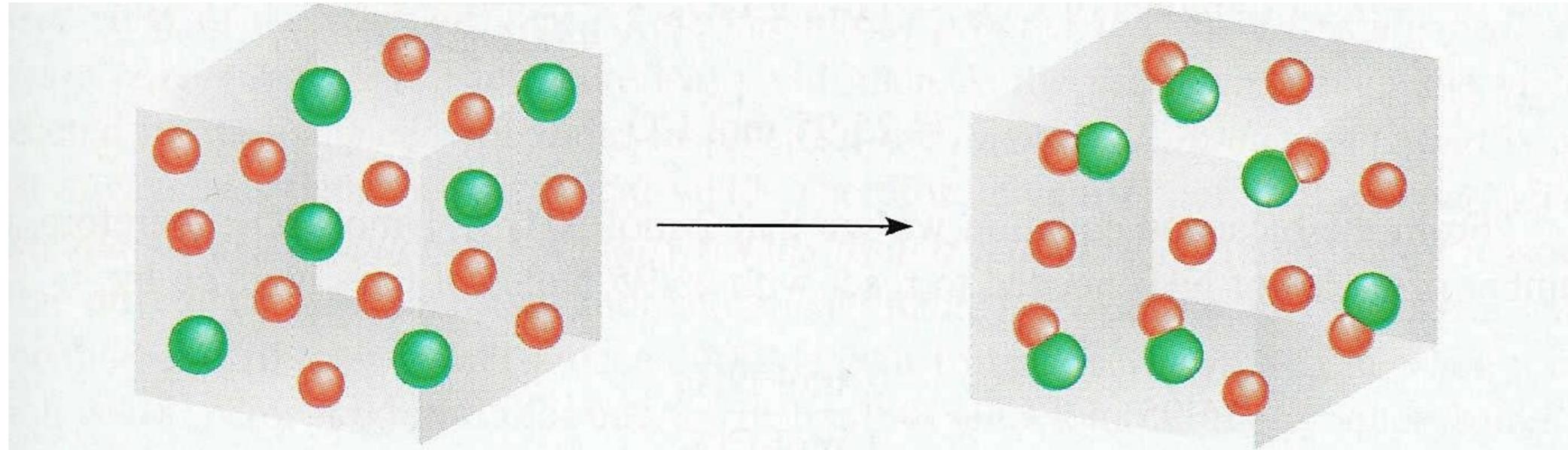


한계 시약: O₂

초과 시약: CO

반응 전

반응 후



한계 시약
초과 시약

예제 3.15

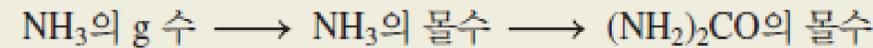
요소[(NH₂)₂CO]는 암모니아와 이산화 탄소로부터 만든다.



어떤 반응에서 NH₃ 849.2 g과 CO₂ 1223 g을 반응시켰다. (a) 두 반응물 중 한계 시약은 어느 것인가? (b) 생성되는 (NH₂)₂CO의 질량을 계산하시오. (c) 반응이 완결되면 몇 그램의 초과 시약이 남아 있는가?

(a) 전략 만들 수 있는 생성물의 양을 제한하므로 더 적은 몰수의 생성물을 형성하는 반응물이 한계 시약이다. 어떻게 반응물의 양을 생성물의 양으로 환산할 수 있는가? 주어진 각 반응물(NH₃, CO₂)의 양을 이용하여 이 계산을 수행하고, 생성물(NH₂)₂CO의 양을 비교한다.

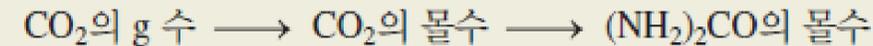
풀이 두 계산을 수행한다. 먼저, NH₃ 849.2 g을 이용하여 생성되는 (NH₂)₂CO의 몰수를 계산한다. 모든 NH₃가 반응한다고 가정하고 다음 순서를 이용한다.



이 모든 과정을 하나로 묶으면 다음과 같다.

$$\begin{aligned} (\text{NH}_2)_2 \text{CO} \text{의 몰수} &= 849.2 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3}}{17.03 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3}} \times \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{2 \text{ mol } \text{NH}_3} \\ &= 24.93 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO} \end{aligned}$$

이제, CO₂ 1223 g을 이용하여 다음 순서대로 푼다.



모든 CO₂가 반응한다는 가정 하에 생성되는 (NH₂)₂CO의 몰수를 구하면 다음과 같다.

$$\begin{aligned} (\text{NH}_2)_2 \text{CO} \text{의 몰수} &= 1223 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}}{44.01 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} \times \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \\ &= 27.79 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO} \end{aligned}$$

따라서 NH₃가 더 적은 양의 (NH₂)₂CO를 생산하므로 NH₃가 한계 시약이다.

(b) 전략 위에서 NH₃를 한계 시약으로 하여 생성되는 (NH₂)₂CO의 몰수를 결정하였다. 이제 몰수를 g수로 환산해 보자.

풀이 (NH₂)₂CO의 물질량은 60.06 g이다. 이것을 환산 인자로 이용하여 (NH₂)₂CO의 몰수를 g 수로 환산해 보자.

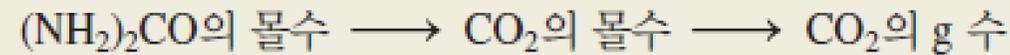
$$\begin{aligned} \text{(NH}_2\text{)}_2\text{CO의 질량} &= 24.93 \text{ mol } \cancel{\text{(NH}_2\text{)}_2\text{CO}} \times \frac{60.06 \text{ g } \text{(NH}_2\text{)}_2\text{CO}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{(NH}_2\text{)}_2\text{CO}}} \\ &= 1497 \text{ g } \text{(NH}_2\text{)}_2\text{CO} \end{aligned}$$

(계속)

검산 답이 타당해 보이는가? 생성물 24.93 mol이 만들어졌다. (NH₂)₂CO의 물질량은 얼마인가?

(c) 전략 (NH₂)₂CO 24.93 mol을 생성하기 위하여 필요한 CO₂의 양을 계산할 수 있다. 남은 CO₂의 양은 초기의 양과 반응한 양의 차이이다.

풀이 24.93 mol로 시작해서 균형 반응식의 몰비와 CO₂의 몰질량을 이용하여 반응한 CO₂의 질량을 계산할 수 있다. 요약하면 다음과 같다.



따라서

$$\begin{aligned} \text{반응한 CO}_2\text{의 질량} &= 24.93 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}}{1 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}} \times \frac{44.01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}} \\ &= 1097 \text{ g CO}_2 \end{aligned}$$

남은 CO₂의 양은 처음의 양(1223 g)과 반응한 양 (1097 g)의 차이이다.

$$\text{남은 CO}_2\text{의 질량} = 1223 \text{ g} - 1097 \text{ g} = 126 \text{ g}$$

검산 답이 합리적인가? 남아있는 CO₂의 질량이 반응에 사용된 초기 CO₂의 질량보다 더 클 수 있는가?

실전 연습 알루미늄이 산화 철(III)과 반응하면 고열이 발생하여 온도가 3000°C에 이르러, 이 반응을 용접에 이용할 수 있다.



어떤 반응에서 Al 124 g과 Fe₂O₃ 601 g이 반응하였다. (a) 생성되는 Al₂O₃의 g 수를 구하시오. (b) 반응이 완결되면 초과 시약이 몇 g 남는가?

이론적 수득량(theoretical yield)

모든 한계시약이 모두 반응했을 때 얻을 수 있는 생성물의 양

실제 수득량(actual yield)

실제 반응을 통해 얻은 생성물의 양

수득 백분율(percent yield)

이론적 수득량에 대한 실제 수득량의 비

$$\text{수득 백분율} = \frac{\text{실제 수득량}}{\text{이론적 수득량}} \times 100\%$$

예제 3.16

타이타늄은 항공기 본체, 제트 엔진, 자전거의 몸체, 인공 관절 등에 사용되는 강하고 가벼우며, 부식에 강한 금속이다. 이 금속은 950~1150°C에서 타이타늄(IV)와 용융 마그네슘과의 반응을 통해서 얻는다.



어떤 산업 공정에서 TiCl_4 2.84×10^7 g이 Mg 1.09×10^7 g과 반응하였다. (a) Ti의 이론적 수득량을 g 단위로 계산하시오. (b) 실제로 얻은 Ti가 5.97×10^6 g일 때 수득 백분율은 얼마인가?

(a) 전략 두 종류의 반응물이 있으므로, 한계 시약 문제일 가능성이 높다. 더 적은 양의 생성물을 만드는 반응물이 한계 시약이다. 반응물의 양으로부터 생성물의 양을 어떻게 계산하는가? 이 계산을 두 종류의 반응물에 대하여 수행하고, 생성되는 Ti의 양을 비교한다.

풀이 두 반응물 중 어느 것이 한계 시약인지 결정하기 위하여 두 번의 계산을 수행하자. 우선 TiCl_4 2.84×10^7 g이 모두 반응했을 때 생성되는 Ti의 몰수를 계산한다.



따라서

$$\begin{aligned} \text{Ti의 몰수} &= 2.84 \times 10^7 \text{ g } \cancel{\text{TiCl}_4} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{TiCl}_4}}{189.68 \text{ g } \cancel{\text{TiCl}_4}} \times \frac{1 \text{ mol Ti}}{1 \cancel{\text{ mol TiCl}_4}} \dots \\ &= 1.50 \times 10^5 \text{ mol Ti} \end{aligned}$$

다음으로, Mg 1.09×10^7 g으로부터 생성되는 Ti의 몰수를 계산해보자. 환산 단계는 다음과 같다.



계산을 하면,

$$\begin{aligned}\text{Ti의 몰수} &= 1.09 \times 10^7 \text{ g Mg} \times \frac{1 \text{ mol Mg}}{24.31 \text{ g Mg}} \times \frac{1 \text{ mol Ti}}{2 \text{ mol Mg}} \\ &= 2.24 \times 10^5 \text{ mol Ti}\end{aligned}$$

따라서 TiCl_4 가 더 적은 양의 Ti를 생성하므로 TiCl_4 가 한계 시약이다. 생성되는 Ti의 질량은 다음과 같다.

$$1.50 \times 10^5 \text{ mol Ti} \times \frac{47.88 \text{ g Ti}}{1 \text{ mol Ti}} = 7.18 \times 10^6 \text{ g Ti}$$

(b) 전략 앞에서 결정된 Ti의 질량은 이론적 수득량이다. (b)에서 주어진 양이 반응의 실제 수득량이다.

풀이 수득 백분율은 다음과 같이 계산된다.

$$\begin{aligned}\text{수득 백분율} &= \frac{\text{실제 수득량}}{\text{이론적 수득량}} \times 100\% \\ &= \frac{5.97 \times 10^6 \text{ g Ti}}{7.18 \times 10^6 \text{ g Ti}} \times 100\% \\ &= 83.1\%\end{aligned}$$

검산 수득 백분율은 100%보다 작게 얻어졌는가?

실전 연습 합금강을 만드는 데 사용되는 바나듐은 산업적으로 산화 바나듐(V)를 고온에서 칼슘과 반응시켜 얻는다.



어떤 공정에서 V_2O_5 $1.54 \times 10^3 \text{ g}$ 을 CaO $1.96 \times 10^3 \text{ g}$ 과 반응시켰다. (a) V의 이론적 수득량을 구하시오. (b) V 803 g을 얻었다면 수득 백분율은 얼마인가?