

제3장

화학 반응에서의 질량 관계

3.1 원자질량

- 원자 질량(Atomic mass) : 원자 질량 단위 (atomic mass units, **amu**)로 나타낸 원자의 질량
- 정의: 1개 원자 ^{12}C “질량” 12 amu,
 - 이 기준에 의해, $^1\text{H} = 1.008 \text{ amu}$, $^{16}\text{O} = 16.00 \text{ amu}$
- 평균 원자 질량(average atomic mass) : 자연계에 존재하는 원소들의 동위원소들의 평균 질량

탄소의 원자 질량(원자량)은 12가 아니고 12.01이다.

이 차이는 탄소는 ^{12}C , ^{13}C , ^{14}C 의 혼합물이기에.

천연 탄소는 98.89%의 ^{12}C 와 1.11%의 ^{13}C 로 구성

천연 탄소의 평균 원자 질량 (average atomic mass) =

$$98.89\% \text{의 } 12 \text{ amu} + 1.11\% \text{의 } 13.0034$$

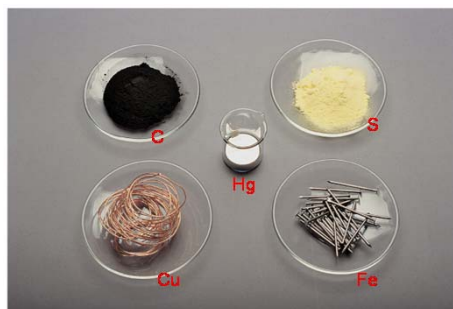
$$(0.9889)(12 \text{ amu}) + (0.0111)(13.0034 \text{ amu}) = 12.01 \text{ amu}$$

3.2 아보가드로 수와 원소의 물질량

- 물(mole) (mol이라 줄여 씀): 탄소-12 동위원소 12g에 포함되어 있는 원자수와 동일한 양의 원소 구성을 포함하는 물질의 양, 6.02214×10^{23} (Avogadro 수)
- ^{12}C 12g에 6.022×10^{23} 개의 원자. 천연 탄소 12.01g(평균 질량이 12.01 amu인 ^{12}C , ^{13}C , ^{14}C 의 혼합물)에 6.022×10^{23} 개의 원자.
- 몰 질량(Molar mass) : 1 mole의 입자 또는 물질 (원자, 분자...)의 질량.
- 모든 원소들에 대해서 원자 질량(amu) = 몰 질량(grams)

- Number 를 몰로 환산하는 계산
- Number(양)을 mol 로 환산

- $1 \text{ amu} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}$
- or $1 \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ amu}$



예제 ▶ 3.2

헬륨(He)은 공업, 저온 실험, 심해 잠수용 탱크, 풍선 등에 이용되는 중요한 기체이다. He 6.46 g에는 He 원자 몇 mol이 존재하는가?

전략 헬륨의 g 수를 주고 헬륨의 몰수를 구하는 문제이다. 몰수와 g 수 사이의 변환을 위하여 필요한 환산 인자는 무엇인가? 적당한 환산 인자를 이용하여 g 을 소거하고, 몰 단위로 하는 답을 구한다.

풀이 몰수와 g 수 사이의 변환에 필요한 환산 인자는 몰질량이다. 주기율표(표지 안쪽 참조)에서 He의 몰질량이 4.003 g임을 알 수 있다. 이것은 다음과 같이 표현된다.

$$1 \text{ mol He} = 4.003 \text{ g He}$$

이 관계식으로부터 두 개의 환산 인자를 구할 수 있다.

$$\frac{1 \text{ mol He}}{4.003 \text{ g He}} \quad \text{혹은} \quad \frac{4.003 \text{ g He}}{1 \text{ mol He}}$$

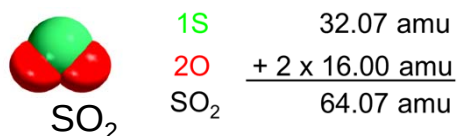
왼쪽 환산 인자를 사용하면, g 단위가 소거되고, mol 단위만 남는다.

$$6.46 \text{ g He} \times \frac{1 \text{ mol He}}{4.003 \text{ g He}} = 1.61 \text{ mol He}$$

따라서 He 6.46 g에는 He 1.61 mol이 존재한다.

3.3 분자질량

- 분자 질량(Molecular mass, or molecular weight) : 분자에 있는 원자 질량의 합. 몰 분자량과는 다른 뜻.



- 모든 분자에 대해 분자 질량(amu) = 몰 질량(grams)

$$\begin{aligned} \text{C } 1 \text{ mol의 질량} &= 12.01 \text{ g} \\ \text{H } 4 \text{ mol의 질량} &= 4 \times 1.008 \text{ g} \\ \text{CH}_4 \text{ 1 mol의 질량} &= 16.04 \text{ g} \end{aligned}$$

72.5 g의 C₃H₈O에는 H 원자가 몇 개가 있는가 ?

$$1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{O} = (3 \times 12) + (8 \times 1) + 16 = 60 \text{ g C}_3\text{H}_8\text{O}$$

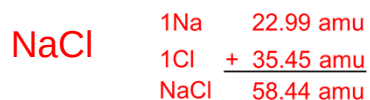
$$1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{O 분자} = 8 \text{ mol H 원자}$$

$$1 \text{ mol H} = 6.022 \times 10^{23} \text{ 원자 H}$$

$$72.5 \text{ g C}_3\text{H}_8\text{O} \times \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{O}}{60 \text{ g C}_3\text{H}_8\text{O}} \times \frac{8 \text{ mol H 원자}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{O}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ H 원자}}{1 \text{ mol H 원자}} =$$

$$5.82 \times 10^{24} \text{ 원자 H}$$

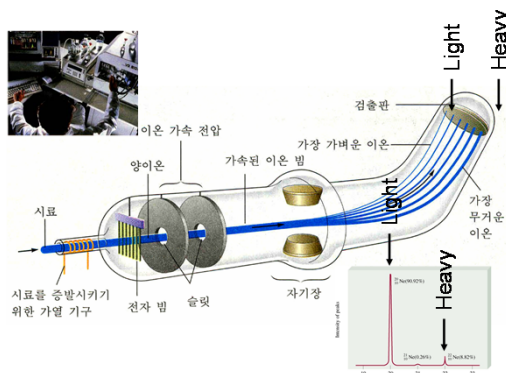
화학식 질량(Formula mass) : 이온 결합 화합물은 분자 단위의 각 원자 질량의 합으로 계산.



3.4 질량 분석기(Mass Spectrometer)

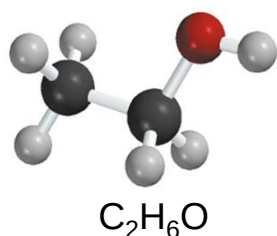
- 현재 알려진 방법 중 원자 질량을 비교하는 가장 정확한 방법.
- 원자나 분자는 **고속의 전자 빔을 통과**.
- 이 전자 빔으로 인하여 원자나 분자는 전자를 잃고 **양이온으로** 바뀜.
- 전기장에 의하여 이 양이온들은 **자기장 속으로 가속** 됨.
- 가속된 이온은 자체적인 자기장을 형성하며 외부 자기장과 상호 작용.
- 각 **이온의 경로가 바뀌게** 됨.

- 각 이온의 경로가 바뀌게 되는 정도는 그 **질량에 따라 다르며 무거운 이온은 적게 휜**.
- 이온의 분리가 가능.
- 이온이 검출판에 닿는 위치를 비교하면 그 상대적 질량을 정확히 파악 가능.



3.5 화합물의 조성백분율

- 질량조성백분율 = $\frac{n \times \text{원소의 물질량}}{\text{화합물의 물질량}} \times 100\%$
- ***n***은 화합물 1mole에 함유되어 있는 원소의 몰수



$$\%C = \frac{2 \times (12.01 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 52.14\%$$

$$\%H = \frac{6 \times (1.008 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 13.13\%$$

$$\%O = \frac{1 \times (16.00 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 34.73\%$$

$$52.14\% + 13.13\% + 34.73\% = 100.0\%$$

조성 백분율과 실험식

- 화합물의 조성 백분율로부터 실험식을 구할 수 있다.
- K 24.75, Mn 34.77, O 40.51

$$n_K = 24.75 \text{ g K} \times \frac{1 \text{ mol K}}{39.10 \text{ g K}} = 0.6330 \text{ mol K}$$

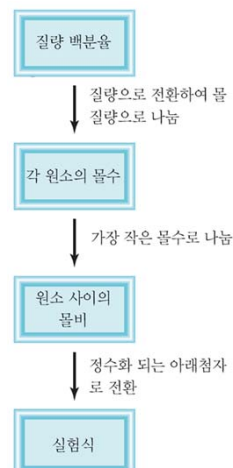
$$n_{Mn} = 34.77 \text{ g Mn} \times \frac{1 \text{ mol Mn}}{54.94 \text{ g Mn}} = 0.6329 \text{ mol Mn}$$

$$n_O = 40.51 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 2.532 \text{ mol O}$$

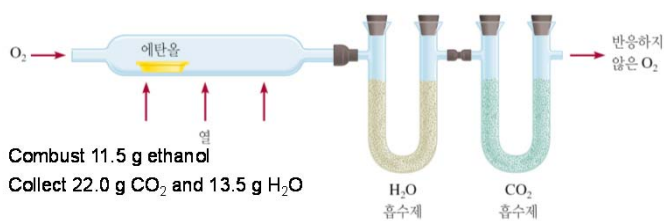
$$n_K = 0.6330, n_{Mn} = 0.6329, n_O = 2.532$$

$$K : \frac{0.6330}{0.6329} \approx 1.0 \quad Mn : \frac{0.6329}{0.6329} = 1.0 \quad O : \frac{2.532}{0.6329} \approx 4.0$$

Therefore, KMnO_4



3.6 실험식 결정법



탄소와 수소 분석에 쓰이는 연소 장치. 시료를 과량의 산소하에서 태워 시료 중의 탄소는 이산화탄소로, 수소는 물로 변화시킨다. 두 생성물을 적절한 물질에 흡수시켜 모으고, 흡수제의 무게 증가를 측정하여 두 생성물의 양을 결정한다.

$$\text{g CO}_2 \rightarrow \text{mol CO}_2 \rightarrow \text{mol C} \rightarrow \text{g C} \quad 6.0 \text{ g C} = 0.5 \text{ mol C}$$

$$\text{g H}_2\text{O} \rightarrow \text{mol H}_2\text{O} \rightarrow \text{mol H} \rightarrow \text{g H} \quad 1.5 \text{ g H} = 1.5 \text{ mol H}$$

$$\text{g of O} = \text{g of sample} - (\text{g of C} + \text{g of H}) \quad 4.0 \text{ g O} = 0.25 \text{ mol O}$$

실험식 $\text{C}_{0.5}\text{H}_{1.5}\text{O}_{0.25}$
 가장 작은 0.25로 나눈다.
 실험식 $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$



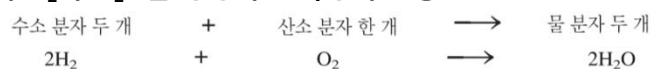
물질량을 알면 분자식을 구할 수 있다.
 분자식은 언제나 실험식의 물질량의 정수배이다.

화학반응과 화학반응식

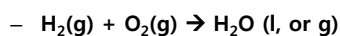
- 화학반응: 하나의 물질 또는 그 이상의 물질이 하나 이상의 새로운 물질로 변하는 과정
- 화학 반응식: 화학 반응 동안 어떤 일이 일어나는지를 보여주기 위해 화학적인 기호들을 사용하여 나타낸 식.

- 반응물 → 생성물

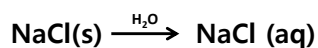
- H₂와 O₂가 H₂O를 생성하는 과정의 반응



- State (상, *l, s, g or aq*) 를 관례적으로 표기함

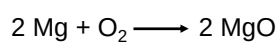


- 용매는 자주 생략 또는 간략히 표기



화학 반응식의 반응계수 맞추기

- 화학반응에서 원자와 질량은 보존된다.
- 균형 반응식에서 **계수** (coefficient)로 반응물과 생성물의 상대적 개수 나타냄.



2 원자 Mg + 1 분자 O₂ : 2 formula units MgO 생성

2 moles Mg + 1 mole O₂ : 2 moles MgO 생성

48.6 grams Mg + 32.0 grams O₂ makes 80.6 g MgO

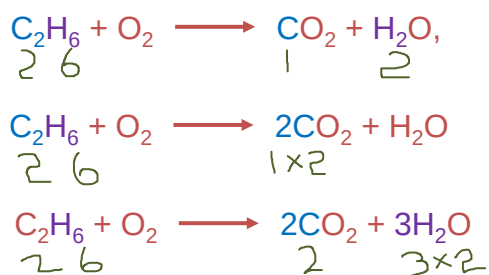
NOT

2 grams Mg + 1 gram O₂ : 2 g MgO 생성

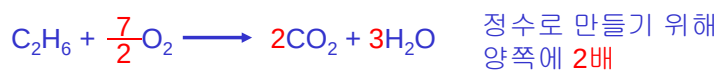
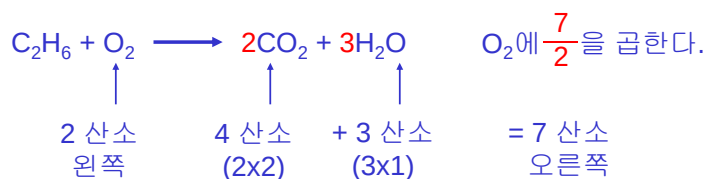
1. 왼쪽: 반응물, 오른쪽: 생성물



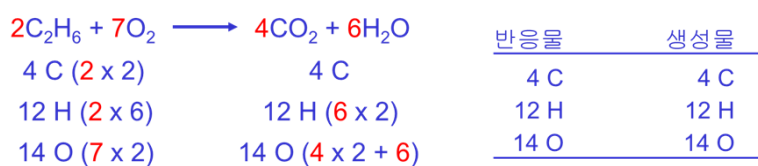
- 반응식 양쪽에 있는 각 원소의 개수를 동일하게, but 첨자를 바꾸면 안된다. $2\text{C}_2\text{H}_6$ **NOT** C_4H_{12}
- 반응물과 생성물에서 개수가 다른 원소를 찾아 이 원소들의 반응 계수를 맞춘다



4. 반응물과 생성물의 다른 원소의 개수가 같도록 계수 조정



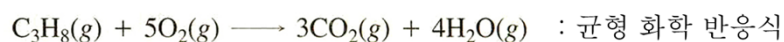
5. 화살표 양쪽에 있는 각 원소들의 전체 개수 동일한지 확인



반응물과 생성물의 양

- 화학량론(chemical stoichiometry): 화학반응에서의 반응물과 생성물에 대한 정량적 연구를 뜻.
- $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$
 - 1몰 질소 + 3몰 수소 → 2몰 암모니아 생성.
 - 2몰 질소 + 3몰 수소 → 2몰 암모니아 생성.
 - 1몰 질소 + 5몰 수소 → 2몰 암모니아 생성.
- 1: 3: 2 를 유지 → 화학량론적 반응
- 몰수를 알면 질량을 구할 수 있다.

프로페인 96.1 g이 연소될 때 필요한 산소의 질량은?



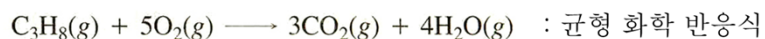
프로페인
(몰질량: 44.1 g/mol)

$$\text{프로페인의 몰수: } 96.1 \text{ g } \cancel{\text{C}_3\text{H}_8} \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8}{44.1 \text{ g } \cancel{\text{C}_3\text{H}_8}} = 2.18 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8$$

$$\text{필요한 산소의 몰수: } 2.18 \text{ mol } \cancel{\text{C}_3\text{H}_8} \times \frac{5 \text{ mol } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{C}_3\text{H}_8}} = 10.9 \text{ mol } \text{O}_2$$

$$\text{필요한 산소의 질량: } 10.9 \text{ mol } \cancel{\text{O}_2} \times \frac{32.0 \text{ g } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{O}_2}} = 349 \text{ g } \text{O}_2$$

프로페인 96.1 g이 연소될 때 생성되는 이산화탄소의 질량은?



프로페인

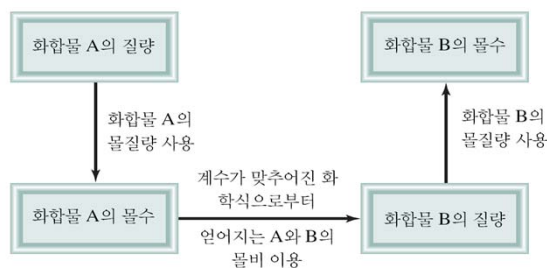
(몰질량: 44.1 g/mol)

$$\text{프로페인의 몰수: } 96.1 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8 \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8}{44.1 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8} = 2.18 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8$$

$$\text{생성되는 이산화탄소의 몰수: } 2.18 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8 \times \frac{3 \text{ mol } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8} = 6.54 \text{ mol } \text{CO}_2$$

$$\text{생성되는 이산화탄소의 질량: } 6.54 \text{ mol } \text{CO}_2 \times \frac{44.0 \text{ g } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} = 288 \text{ g } \text{CO}_2$$

반응물과 생성물의 양



1. 먼저 반응 계수가 맞추어진 화학 반응식을 적는다.
2. 반응물의 주어진 양을 몰수로 전환한다.
3. 위의 계수를 맞춘 화학 반응식에서 주어지는 몰비를 이용하여 생성물의 몰수를 계산한다.
4. 이 생성물의 몰수를 생성물의 양으로 전환한다.

한계 시약

- 한계 시약 (Limiting Reagent): 반응에서 먼저 소모되는 반응물
 - 반대는 초과시약 (excess reagent)

2.50 × 10³ kg의 메테인이 3.00 × 10³ kg의 물과 아래의 반응을 하면
어떤 것이 한계 시약인가? $\text{CH}_4(g) + \text{H}_2\text{O}(g) \longrightarrow 3\text{H}_2(g) + \text{CO}(g)$

2.50 × 10³ kg의 메테인이 반응하는 데 필요한 물의 질량을 구해보면

$$2.50 \times 10^6 \text{ g } \cancel{\text{CH}_4} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{16.04 \text{ g } \cancel{\text{CH}_4}} = 1.56 \times 10^5 \text{ mol } \text{CH}_4 \text{ 분자}$$

같은 수의 (같은 몰수의) 물 분자의 질량은

$$1.56 \times 10^5 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{18.02 \text{ g}}{\text{mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 2.81 \times 10^6 \text{ g } \text{H}_2\text{O} = 2.81 \times 10^3 \text{ kg } \text{H}_2\text{O}$$

2.50 × 10³ kg의 메테인이 3.00 × 10³ kg의 물과 아래의 반응을 하면 물이 모두
없어지기 전에 메테인이 모두 소비되어 버릴 것이다. 메테인의 양은 만들어지는
생성물의 양을 제한하므로 메테인이 한계 시약이다.

반응 수득율(Reaction Yield)

- 이론적 수득량(Theoretical Yield) : 모든 한계 시약이 완전히 반응했을
때 얻을 수 있는 생성물의 양.
- 실제 수득량(Actual Yield) : 실제 반응을 통해서 얻은 생성물의 양

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

메탄올 (CH_3OH)은 가장 간단한 알코올이다. 이것은 경주용 자동차의 연료로 쓰이고 있어 미래의 휘발유 대용품이 될 수도 있다. 메탄올은 일산화탄소와 수소를 반응시켜 만든다. 68.5 kg의 $\text{CO}(\text{g})$ 가 8.60 kg의 $\text{H}_2(\text{g})$ 와 반응한다면 이론적 수득량은 얼마일 것인가? 만약, $3.57 \times 10^4 \text{ g}$ 의 CH_3OH 가 실제 얻어졌다면 메탄올의 퍼센트 수득률은 얼마인가?

균형 반응식: $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$

$$68.5 \text{ kg } \text{CO} \times \frac{1000 \text{ g } \text{CO}}{1 \text{ kg } \text{CO}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CO}}{28.02 \text{ g } \text{CO}} = 2.44 \times 10^3 \text{ mol } \text{CO}$$

$$8.60 \text{ kg } \text{H}_2 \times \frac{1000 \text{ g } \text{H}_2}{1 \text{ kg } \text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2}{2.016 \text{ g } \text{H}_2} = 4.27 \times 10^3 \text{ mol } \text{H}_2$$

$$\frac{\text{mol } \text{H}_2}{\text{mol } \text{CO}} (\text{필요}) = \frac{2}{1} = 2 \quad \frac{\text{mol } \text{H}_2}{\text{mol } \text{CO}} (\text{실제}) = \frac{4.27 \times 10^3}{2.44 \times 10^3} = 1.75 \quad \therefore \text{H}_2 \text{가 한계 반응물}$$

$$4.27 \times 10^3 \text{ mol } \text{H}_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{OH}}{2 \text{ mol } \text{H}_2} = 2.14 \times 10^3 \text{ mol } \text{CH}_3\text{OH}$$

$$2.14 \times 10^3 \text{ mol } \text{CH}_3\text{OH} \times \frac{32.04 \text{ g } \text{CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{OH}} = 6.86 \times 10^4 \text{ g } \text{CH}_3\text{OH}$$

$$\text{퍼센트 수득률} = \frac{\text{실제 수득량}}{\text{이론적 수득량}} \times 100 = \frac{3.57 \times 10^4 \text{ g } \text{CH}_3\text{OH}}{6.86 \times 10^4 \text{ g } \text{CH}_3\text{OH}} \times 100\% = 52.0\%$$