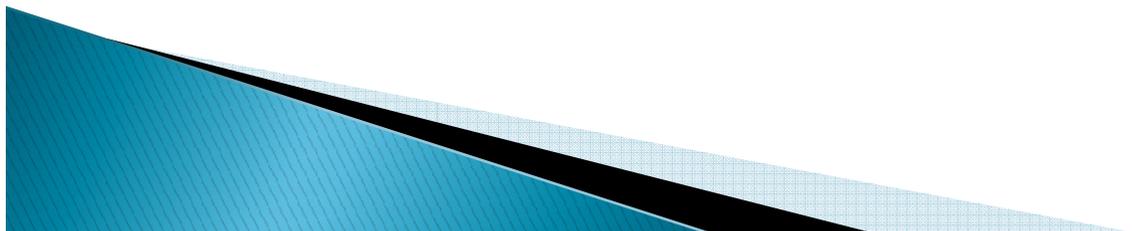


제 3 장 화학 방정식과 반응 양론



3-1 화학방정식

다른 물질을 생성하기 위한 원자나 이온들의 변환을 설명한다.

- (1) **반응물**(reactants)이라고 부르는 **반응하는 물질**. 화학방정식에서 **왼쪽**에 표기
- (2) **생성물**(products)이라고 부르는 **생성된 물질**. 화학방정식에서 **오른쪽**에 표기
- (3) **반응에 참여하는 물질들의 상대적인 양**.



: 균형 화학 방정식은 항상 방정식의 양쪽에 각각 같은 수의 원자를 포함해야 한다.

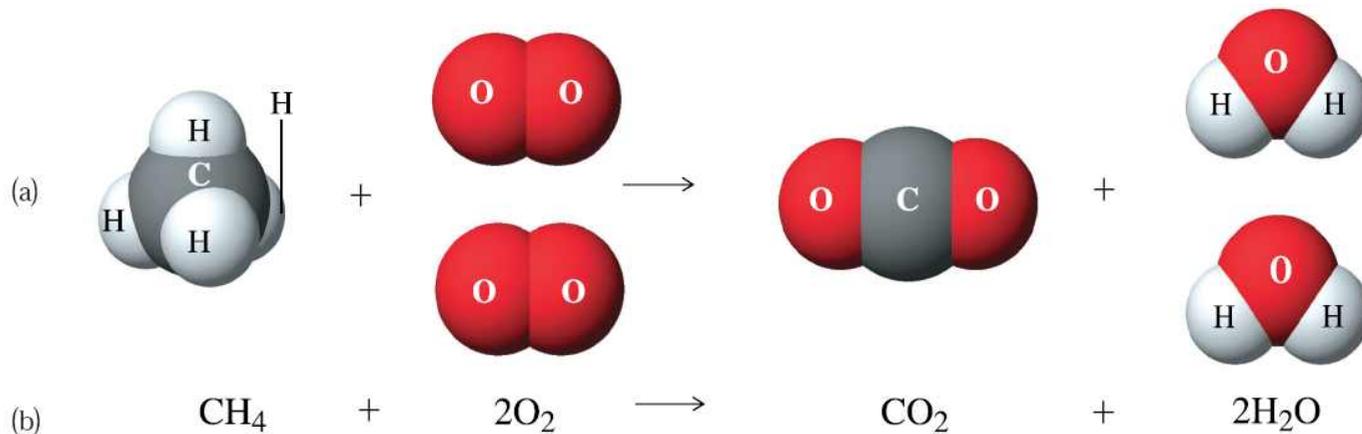


그림 3-1 메탄과 산소가 반응하여 이산화탄소와 물을 생성시키는 반응의 두 가지 표현. 화학 결합이 깨지고 각각에 새로운 결합이 생성된다. (a) 모형을 사용하여 반응을 설명, (b) 화학식을 사용하여 반응을 설명.

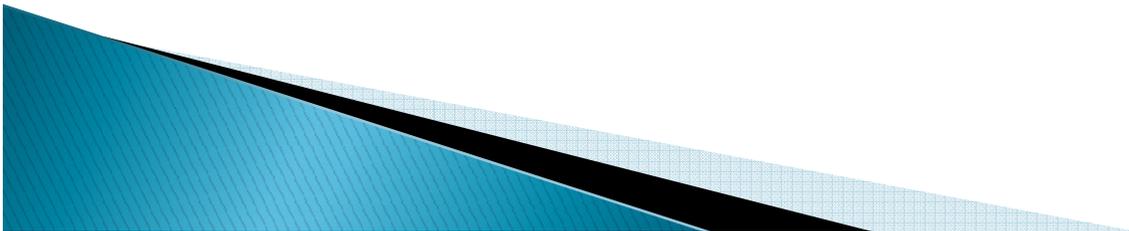
화학방정식의 균형 잡기

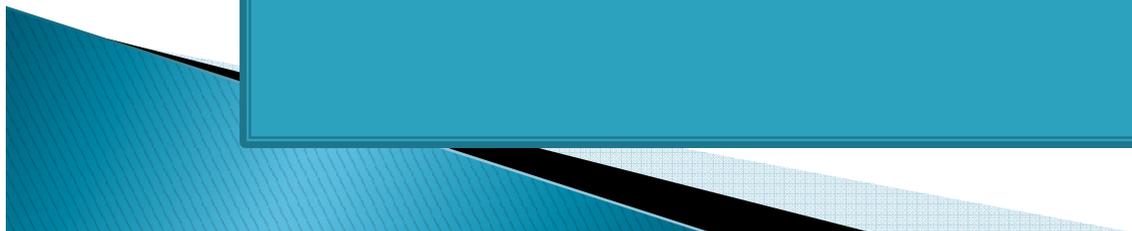
문제 풀이 요령

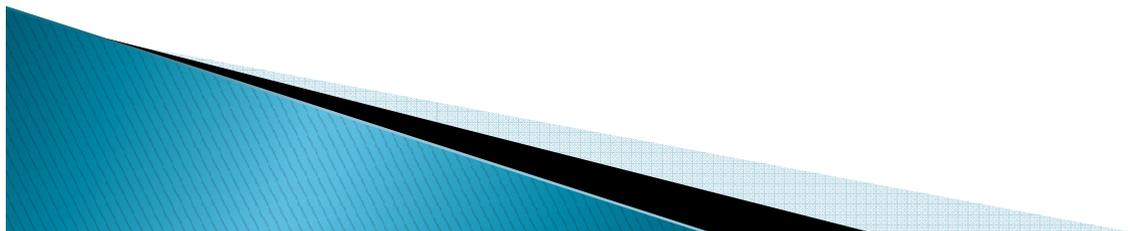
화학 방정식의 균형 잡기

화학 방정식의 균형을 맞추고자 할 때 다음의 사항들이 도움이 된다.

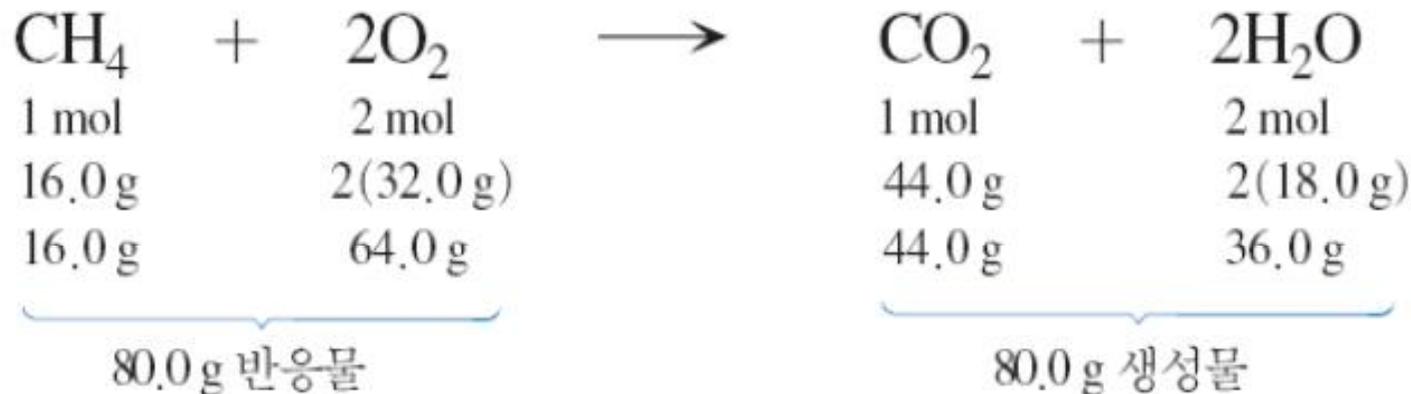
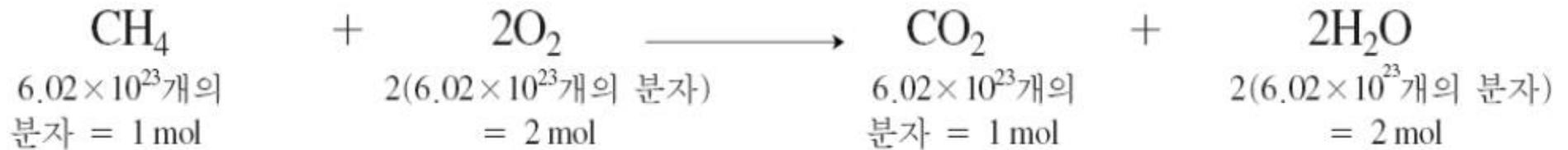
- (1) 먼저 양쪽 면에 각각 한 화합물에만 존재하는 원소(단지 한 개의 반응물과 한 개의 생성물)를 찾아서 그들 원소의 균형을 잡아라.
- (2) 만약, 한쪽 면에 결합되지 않은 원소가 있다면 그 원소는 마지막에 균형을 잡아라. 무엇보다도, 우리는 방정식의 균형을 맞추기 위해 화학식의 표기를 변화시켜서는 안 된다. 그것은 바로 다른 물질을 표기하는 결과가 되기 때문이다. 우리는 방정식의 균형을 잡기 위해 단지 그 원소 앞의 계수만을 변화시켜야 한다.







3-2 화학 방정식에 근거한 계산

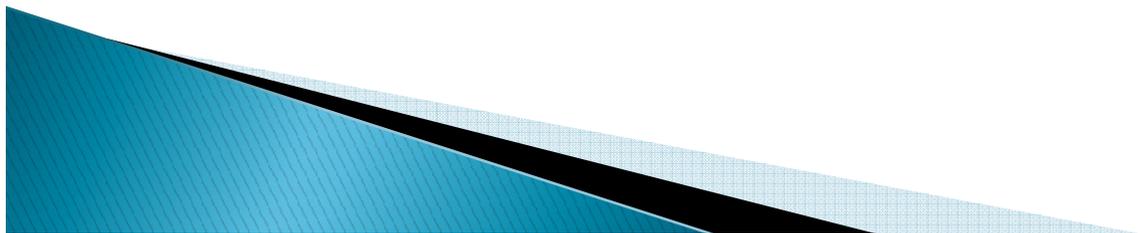


균형 화학 방정식으로 계산할 때 몰 비의 사용

균형 화학 방정식을 해석하는 가장 중요한 방법은 몰을 사용하는 것이다. 우리는 알고자 하는 두 가지 물질들의 몰 비를 얻기 위해 화학식 앞의 계수를 사용한다. 그리고 나서 다음 식과 같이 적용시킨다.

구하고자 하는 물질의 몰 수 = (주어진 물질의 몰 수) × (균형 화학 방정식으로부터 구한 몰 비)

물질의 화학식에 단위를 포함시키는 것이 중요하다. 이는 단위 환산 인자를 구성하는데에 도움을 준다. 예제 3-1에서 우리는 CH_4 의 몰 수 항을 소거시키기 위해 CH_4 의 몰 수 항이 분모에 위치하는 환산 인자를 사용하였음을 주목하라.



예제 3-1 생성된 몰 수

만약 충분한 양의 산소가 존재한다면, 메탄 3.5몰이 과량의 산소와 반응할 때 생성되는 물의 몰 수는 얼마인가?

계획

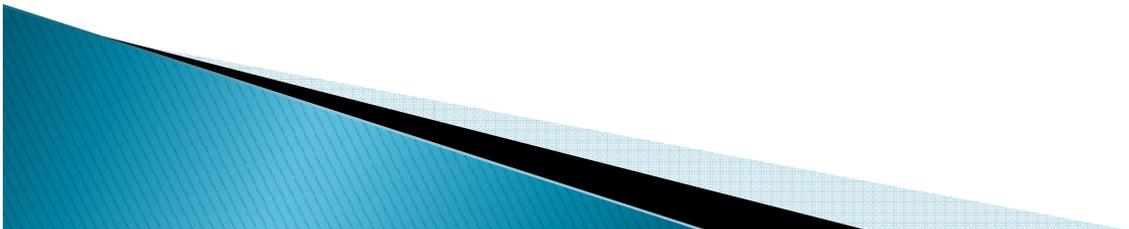
메탄의 연소에 대한 반응식은 다음과 같다.



이는 메탄 1몰이 2몰의 산소와 반응하여 2몰의 물이 생성되는 것을 보여준다. 이로부터 우리는 두 가지 단위 환산 인자를 구성할 수 있다.

$$\frac{1 \text{ 몰의 CH}_4}{2 \text{ 몰의 H}_2\text{O}} \quad \text{그리고} \quad \frac{2 \text{ 몰의 H}_2\text{O}}{1 \text{ 몰의 CH}_4}$$

이 계산을 위해서는 두 번째 환산 인자를 사용하면, H₂O의 몰 수는 다음과 같다.



예제 3-1 생성된 몰 수

만약 충분한 양의 산소가 존재한다면, 메탄 3.5몰이 과량의 산소와 반응할 때 생성되는 물의 몰 수는 얼마인가?

계획

메탄의 연소에 대한 반응식은 다음과 같다.



이는 메탄 1몰이 2몰의 산소와 반응하여 2몰의 물이 생성되는 것을 보여준다. 이로부터 우리는 두 가지 단위 환산 인자를 구성할 수 있다.

$$\frac{1 \text{ 몰의 CH}_4}{2 \text{ 몰의 H}_2\text{O}} \quad \text{그리고} \quad \frac{2 \text{ 몰의 H}_2\text{O}}{1 \text{ 몰의 CH}_4}$$

이 계산을 위해서는 두 번째 환산 인자를 사용하면, H₂O의 몰 수는 다음과 같다.

풀이

$$? \text{ H}_2\text{O의 몰 수} = \text{CH}_4 \text{ 3.5몰} \times \frac{\text{H}_2\text{O 2몰}}{\text{CH}_4 \text{ 1몰}} = \text{H}_2\text{O 7.0몰}$$

예제 3-2 필요한 반응물의 양

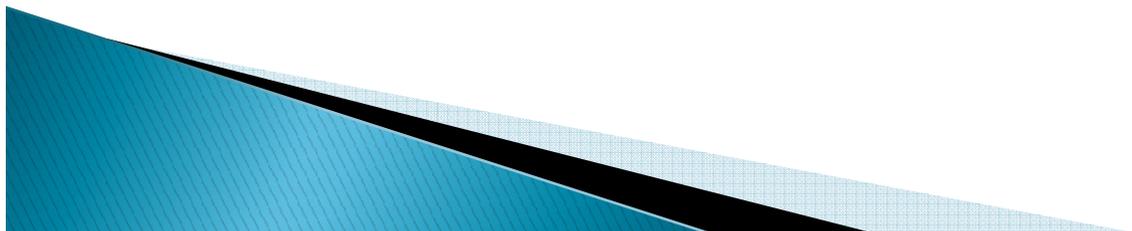
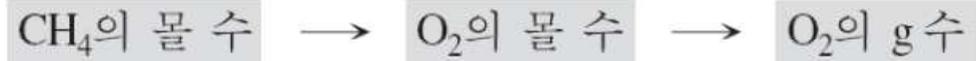
CH₄ 1.2몰과 완전히 반응하는데 필요한 산소의 질량은 얼마인가?

계획

균형 잡힌 방정식은 다음과 같다.



이들은 반응물과 생성물들의 몰 수와 그램 수 사이의 관계를 보여준다.

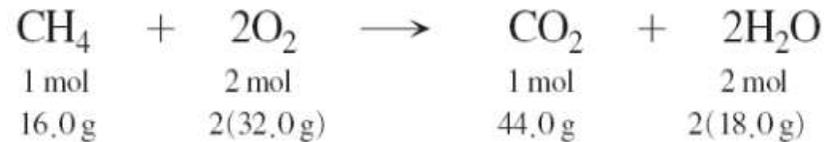


예제 3-2 필요한 반응물의 양

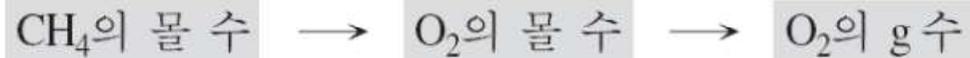
CH₄ 1.2몰과 완전히 반응하는데 필요한 산소의 질량은 얼마인가?

계획

균형 잡힌 방정식은 다음과 같다.



이들은 반응물과 생성물들의 몰 수와 그램 수 사이의 관계를 보여준다.



풀이

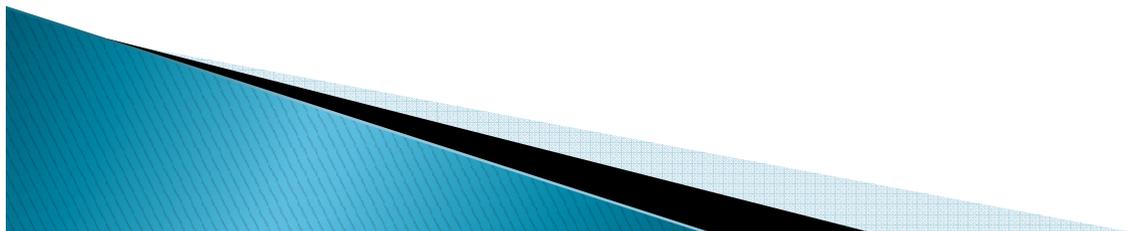
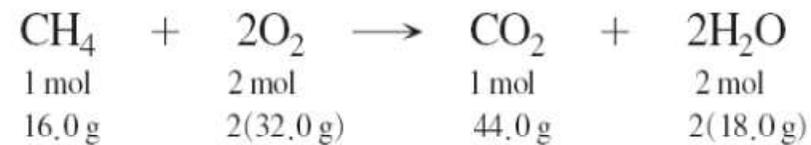
$$? \text{ O}_2 \text{의 g 수} = \text{CH}_4 \text{ 1.2몰} \times \frac{\text{O}_2 \text{ 2몰}}{\text{CH}_4 \text{ 1몰}} \times \frac{\text{O}_2 \text{ 32 g}}{\text{O}_2 \text{ 1몰}} = 76.8 \text{ g의 O}_2$$

예제 3-3 생성된 생성물의 양

과량의 산소 분자 안에서 6.00몰의 CH_4 이 연소됨으로써 생성되는 이산화탄소의 양을 그램으로 계산하여라.

계획

균형 잡힌 방정식에서 1몰의 CH_4 은 1몰의 CO_2 를 생성한다는 것을 말해주고 있다

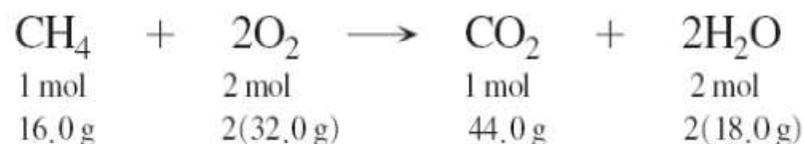


예제 3-3 생성된 생성물의 양

과량의 산소 분자 안에서 6.00몰의 CH₄이 연소됨으로써 생성되는 이산화탄소의 양을 그램으로 계산하여라.

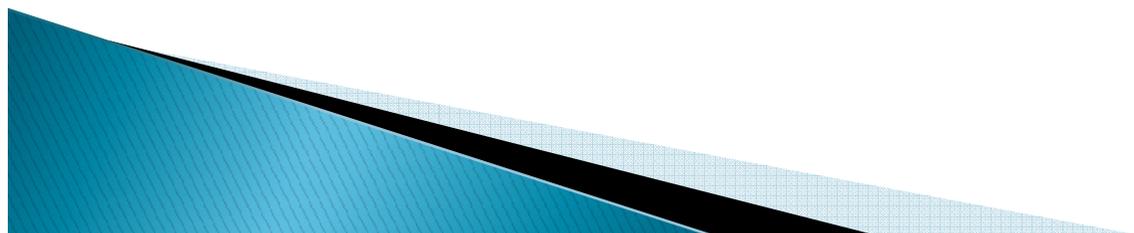
계획

균형 잡힌 방정식에서 1몰의 CH₄은 1몰의 CO₂를 생성한다는 것을 말해주고 있다

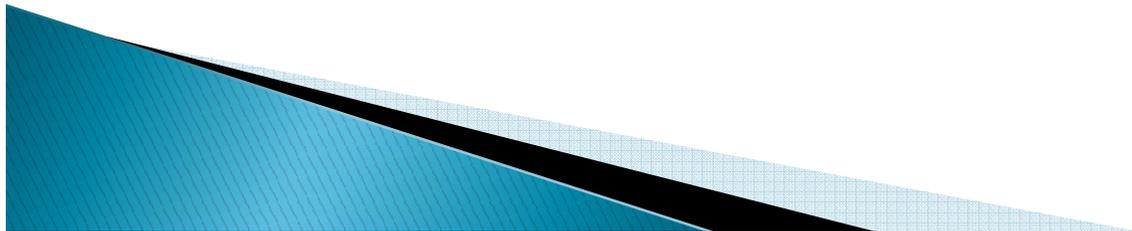


풀이

$$\underline{?} \text{ CO}_2 \text{의 g 수} = 6 \text{ mol CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \times \frac{44.0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 2.64 \times 10^2 \text{ g CO}_2$$



3-3 한계 반응물의 개념



3-4 화학 반응으로부터의 퍼센트 수율 계산

이론적 수율 (theoretical yield)

:반응이 완전히 진행된다는 가정 하에 계산된 양.

실제 수율(actual yield)

:주어진 반응으로부터 실제로 얻어진 순수한 생성물의 양.

퍼센트 수율(percent yield)

:반응으로부터 얻은 원하는 생성물의 양.

$$\text{퍼센트 수율} = \frac{\text{생성물의 실제 수율}}{\text{생성물의 이론적 수율}} \times 100\%$$



▲ 무색의 NaOH 용액이 녹색의 NiCl₂ 용액에 가해지면 고체 Ni(OH)₂ 침전물이 생성된다.

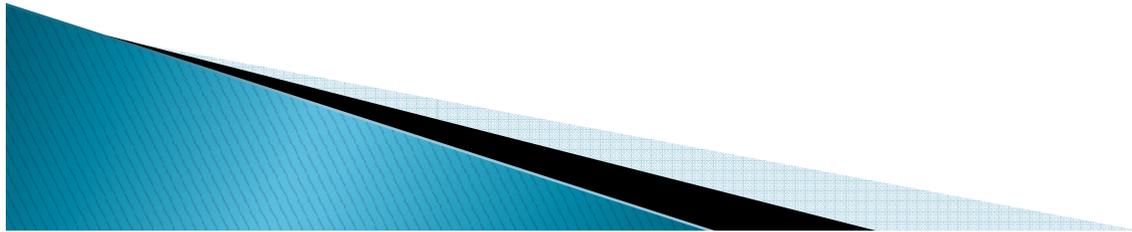


예제 3-5 퍼센트 수율

15.6 g의 C₆H₆이 과량의 HNO₃과 혼합되어 18.0 g의 C₆H₅NO₂을 분리해 내었다면, 이 반응에서 C₆H₅NO₂의 퍼센트 수율은 얼마인가?

계획

먼저 우리는 C₆H₅NO₂의 이론적 수율을 계산하기 위해 균형 화학 방정식을 해석해야 한다. 그리고 나서 퍼센트 수율을 계산하기 위해 실제로 분리된 실제 수율을 사용한다.





예제 3-5 퍼센트 수율

15.6 g의 C_6H_6 이 과량의 HNO_3 과 혼합되어 18.0 g의 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ 을 분리해 내었다면, 이 반응에서 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ 의 퍼센트 수율은 얼마인가?

계획

먼저 우리는 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ 의 이론적 수율을 계산하기 위해 균형 화학 방정식을 해석해야 한다. 그리고 나서 퍼센트 수율을 계산하기 위해 실제로 분리된 실제 수율을 사용한다.

풀이

$\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ 의 이론적 수율은 다음과 같이 계산할 수 있다.

$$\begin{aligned}
 \text{? } \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 \text{의 g 수} &= 15.6 \text{ g C}_6\text{H}_6 \times \frac{123.1 \text{ g C}_6\text{H}_5\text{NO}_2}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{NO}_2} \times \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6}{78.1 \text{ g C}_6\text{H}_6} \times \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{NO}_2}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6} \\
 &= 24.6 \text{ g C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 \leftarrow \text{이론적 수율}
 \end{aligned}$$

이것은 C_6H_6 가 모두 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ 로 전환되어 분리된다면(100% 수율) 24.6 g의 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ 를 얻어야 한다는 것을 의미한다. 그러나 우리는 단지 18.0 g의 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ 을 분리해 냈으므로 퍼센트 수율은 다음과 같다.

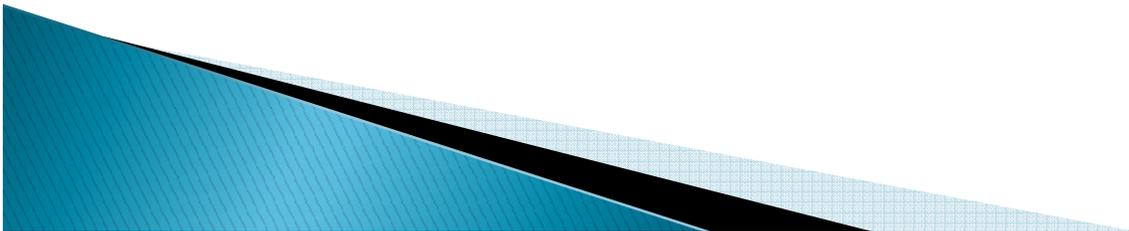
$$\text{퍼센트 수율} = \frac{\text{생성물의 실제 수율}}{\text{생성물의 이론적 수율}} \times 100\% = \frac{18.0 \text{ g}}{24.6 \text{ g}} \times 100\% = 73.2\%$$

3-5 용액의 농도

용액(solution) : 용질(solute)이라는 하나의 물질과 다른 물질을 녹이는 용매(solvent)로 구성되어 있다.

질량 퍼센트(%)

$$\text{용질 퍼센트} = \frac{\text{용질 질량}}{\text{용액 질량}} \times 100\%, \quad \text{퍼센트} = \frac{\text{용질 질량}}{\text{용질 질량} + \text{용매 질량}} \times 100\%$$

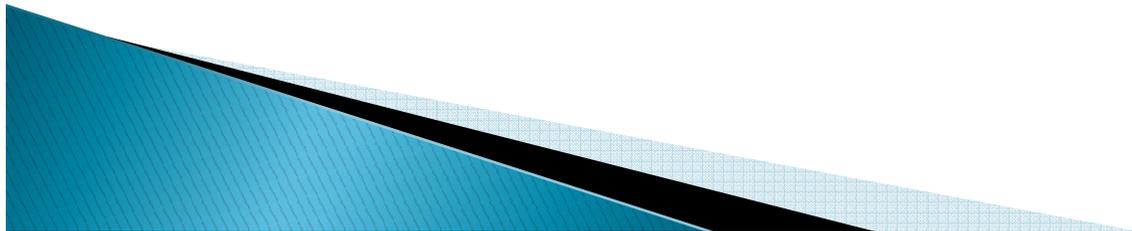


예제 3-6 용질 퍼센트

6% NiSO_4 용액 200 g에 포함되어 있는 NiSO_4 의 질량을 계산하여라.

계획

이 퍼센트 정보는 용액 100 g 당 6.00 g의 NiSO_4 가 포함되어 있다는 것을 말해준다. 우리가 원하는 양은 용액 200 g 안에 있는 NiSO_4 의 양이다. 이때 단위 환산 인자는 $6.00 \text{ g NiSO}_4 / 100 \text{ g 용액}$ 을 사용하면 된다. 이 단위 환산 인자에 용액 200 g의 질량을 곱하면 용액 안의 NiSO_4 의 질량을 계산할 수 있다.



예제 3-6 용질 퍼센트

6% NiSO₄ 용액 200 g에 포함되어 있는 NiSO₄의 질량을 계산하여라.

계획

이 퍼센트 정보는 용액 100 g 당 6.00 g의 NiSO₄가 포함되어 있다는 것을 말해준다. 우리가 원하는 양은 용액 200 g 안에 있는 NiSO₄의 양이다. 이때 단위 환산 인자는 6.00 g NiSO₄ / 100 g 용액을 사용하면 된다. 이 단위 환산 인자에 용액 200 g의 질량을 곱하면 용액 안의 NiSO₄의 질량을 계산할 수 있다.

풀이

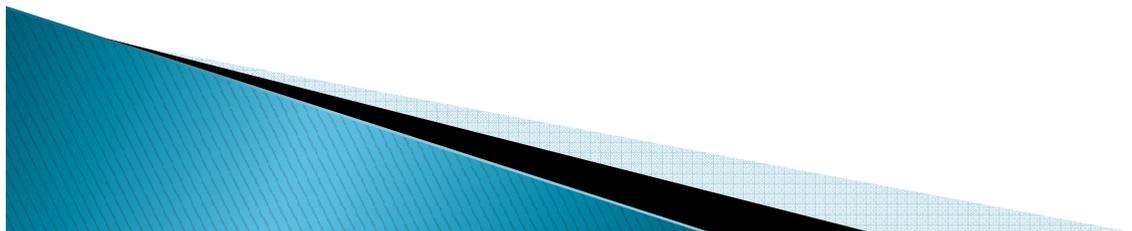
$$? \text{ NiSO}_4 \text{의 g 수} = 200.0 \text{ g 용액} \times \frac{6.00 \text{ g NiSO}_4}{100 \text{ g 용액}} = 12.0 \text{ g NiSO}_4$$

예제 3-7 용질의 질량

6% NiSO_4 용액 200 mL에 녹아 있는 NiSO_4 질량을 계산하여라(25 °C에서 밀도 = 1.06 g/mL).

계획

용액의 부피에 용액의 밀도를 곱하면 용액의 질량이 계산된다. 여기에 6% 용액 즉, 용액 100 g 당 6.00 g NiSO_4 (6.00 g NiSO_4 /100 g 용액)을 곱하면 용액 200 mL 안에서 NiSO_4 의 질량을 계산할 수 있다.



예제 3-7 용질의 질량

6% NiSO₄ 용액 200 mL에 녹아 있는 NiSO₄ 질량을 계산하여라(25 °C에서 밀도 = 1.06 g/mL).

계획

용액의 부피에 용액의 밀도를 곱하면 용액의 질량이 계산된다. 여기에 6% 용액 즉, 용액 100 g 당 6.00 g NiSO₄(6.00 g NiSO₄/100 g 용액)을 곱하면 용액 200 mL 안에서 NiSO₄의 질량을 계산할 수 있다.

풀이

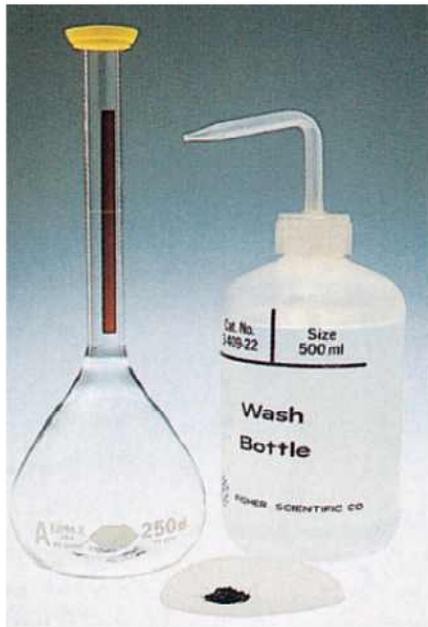
$$\begin{aligned} ? \text{ NiSO}_4 \text{의 g 수} &= 200 \text{ mL 용액} \times \underbrace{\frac{1.06 \text{ g 용액}}{1.00 \text{ mL 용액}}}_{212 \text{ g 용액}} \times \frac{6.00 \text{ g NiSO}_4}{100 \text{ g 용액}} = 12.7 \text{ g NiSO}_4 \end{aligned}$$

몰농도(Molarity, M)

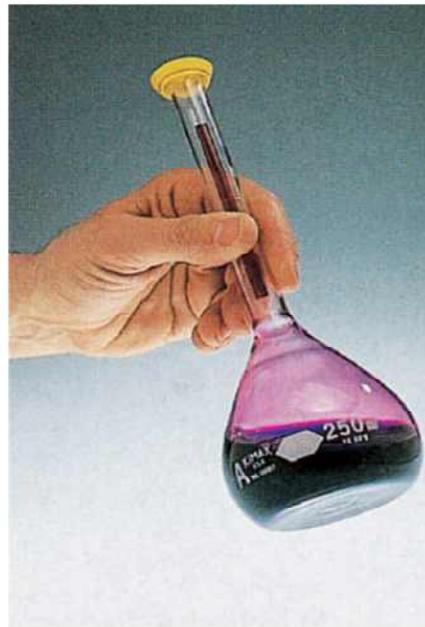
:용액의 농도를 표현하기 위한 흔히 사용되는 단위.

:용액의 리터당 용질의 몰 수로 정의

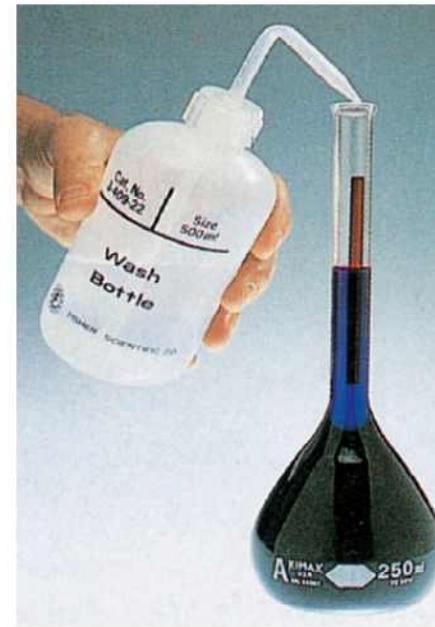
$$\text{몰 농도} = \frac{\text{용질의 mol 수}}{\text{용액의 L 수}}$$



(a)



(b)



(c)

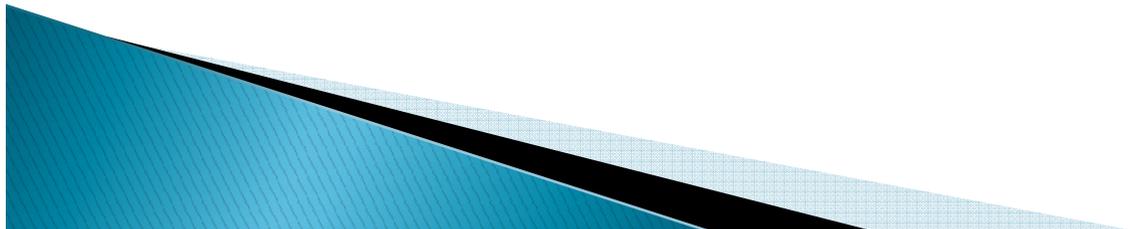
그림 3-2 0.0100 M 과망간산칼륨 KMnO_4 용액의 제조. 0.0100 M의 KMnO_4 용액 250 mL는 0.395 g의 KMnO_4 를 포함한다. (a) KMnO_4 0.395 g을 저울에 신중히 무게를 잰 다음, 250 mL 메스 플라스크에 옮겨놓는다. (b) KMnO_4 를 물에 용해시킨다. (c) 용액의 부피가 250 mL가 될 때까지 메스 플라스크에 증류수를 가한다. 균일 용액으로 만들기 위해 플라스크 마개를 막은 다음 내용 물을 충분히 혼합한다. 물은 우리가 접해본 대부분 용액 중 가장 좋은 용매이다. 여기서 용매는 물이다. 물이 아닌 용매를 사용했을 경우에는 이것을 명확하게 나타내 주어야 한다.

예제 3-8 몰 농도

용액 2.00 L에 3.65 g HCl이 포함되어 있다. 용액의 몰 농도를 계산하여라.

계획

여기서 용액 2 L 안에 HCl이 몇 g 들어 있는지 알 수 있다. 우리는 몰 농도 정의를 적용할 수 있다. 그리고 HCl의 질량을 HCl의 mol로 바꿔야 한다.



예제 3-8 몰 농도

용액 2.00 L에 3.65 g HCl이 포함되어 있다. 용액의 몰 농도를 계산하여라.

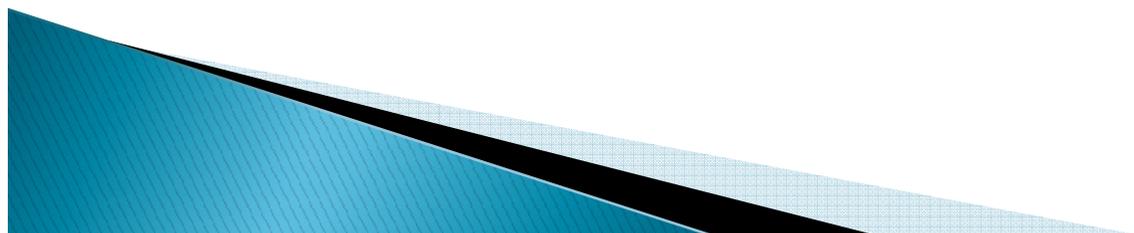
계획

여기서 용액 2 L 안에 HCl이 몇 g 들어 있는지 알 수 있다. 우리는 몰 농도 정의를 적용할 수 있다. 그리고 HCl의 질량을 HCl의 mol로 바꿔야 한다.

풀이

$$\frac{? \text{ HCl의 몰 수}}{\text{L 용액}} = \frac{3.65 \text{ g HCl}}{2.00 \text{ L 용액}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} = 0.0500 \text{ mol HCl/L 용액}$$

HCl 용액의 농도는 0.0500 M이다. 그리고 이 용액은 0.0500 M의 염산 용액이라 부른다. 용액 1 L는 0.0500 mol의 HCl이 포함되어 있다.

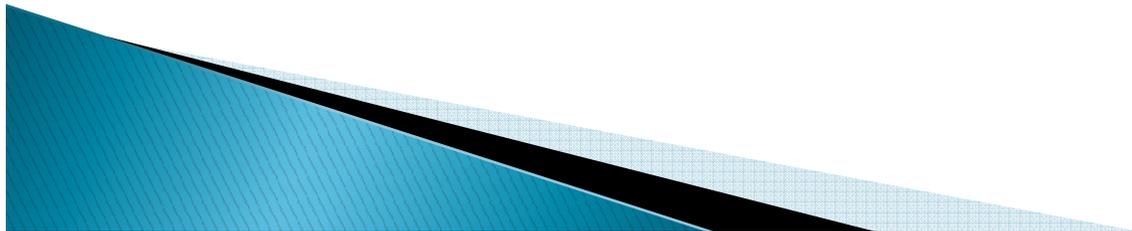


예제 3-9 몰 농도

시중에 판매되는 황산의 질량 퍼센트는 96.4%이며, 비중은 1.84이다. 이 황산 용액의 몰 농도를 계산하여라.

계획

1 mL당 g 수를 나타내는 용액의 밀도는 용액의 비중과 같은 수로 나타낸다. 따라서 용액의 밀도는 1.84 g/mL이다. 질량 퍼센트가 96.4%인 황산 용액은 용액 100 g에 순수한 H_2SO_4 96.4 g이 녹아 있다. 이 정보로부터 우리는 용액의 몰 농도를 계산할 수 있다. 첫째, 우리는 용액 1 L의 질량을 계산해야 한다.



풀이

$$\frac{? \text{ 용액의 g 수}}{\text{L 용액}} = \frac{1.84 \text{ g 용액}}{\text{mL 용액}} \times \frac{1000 \text{ mL 용액}}{\text{L 용액}} = 1.84 \times 10^3 \text{ g 용액/L 용액}$$

이 용액은 96.4%의 무게 퍼센트로 나타낼 수 있다. 그래서 1 L의 황산 질량은

$$\begin{aligned} \frac{? \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{의 g 수}}{\text{L 용액}} &= \frac{1.84 \times 10^3 \text{ g 용액}}{\text{L 용액}} \times \frac{96.4 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100.0 \text{ g 용액}} \\ &= 1.77 \times 10^3 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / \text{L 용액} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \frac{? \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{의 mol 수}}{\text{L 용액}} &= \frac{1.77 \times 10^3 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{\text{L 용액}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98.1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \\ &= 18.0 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / \text{L 용액} \end{aligned}$$

따라서 이 용액은 18.0 M의 황산 용액이다. 이 문제를 세 가지 단위 환산 인자를 사용하여 풀 수 있다.

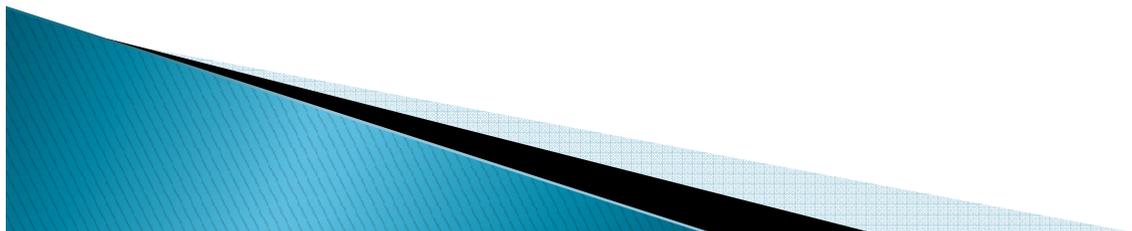
$$\begin{aligned} \frac{? \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{의 mol 수}}{\text{L 용액}} &= \frac{1.84 \text{ g 용액}}{\text{mL 용액}} \times \frac{1000 \text{ mL 용액}}{\text{L 용액}} \times \frac{96.4 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100.0 \text{ g 용액}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98.1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \\ &= 18.1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / \text{L 용액} = 18.1 \text{ M H}_2\text{SO}_4 \end{aligned}$$

완성된 단위 쓰기

우리가 자주 저지르는 실수는 우리에게 도움을 주는 단위를 충분히 완성시키지 않고 쓰는 것이다. 예를 들면 예제 3-9에서 쓰인 밀도 1.84 g / mL 는 우리가 요구하는 형태로 계산하는데 도움이 되지 않는다.

$$\frac{1.84 \text{ g 용액}}{\text{mL 용액}} \quad , \quad \frac{1000 \text{ mL 용액}}{\text{L 용액}} \quad , \quad \frac{96.4 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g 용액}}$$

을 쓰는 것이 더 훨씬 안전하다. 예제 3-9에서 우리는 문제 풀이에 알맞은 정확한 단위를 완성하여 문제를 풀었다.



3-6 용액의 희석

$$M = \frac{\text{용질의 몰 수(mol)}}{\text{용액의 부피(L)}}$$



용액의 부피로 곱한다

$$\text{volume (L 단위)} \times \text{몰 농도} = \text{용질의 mol 수}$$

용액의 부피(L)와 농도(M)를 곱하면 용액 안의 용질의 양을 구할 수 있다.

❖ 용매를 혼합하여 용액을 희석시킬 때 용질의 양은 변하지 않는다.

$$V_1M_1 = V_2M_2 \quad (\text{단지 희석을 위한 것임})$$

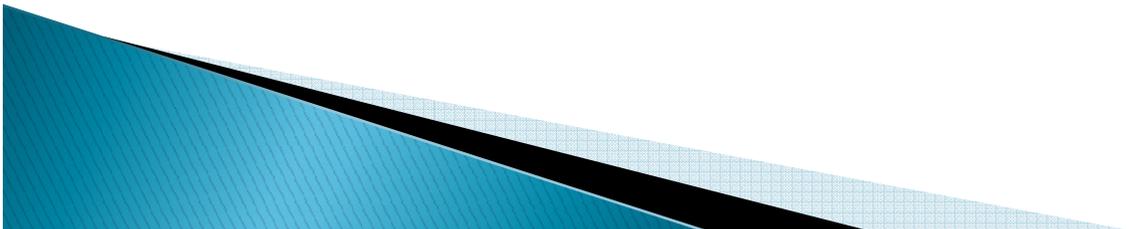
원래의 용액 희석 용액

예제 3-10 희석

18.0 M H_2SO_4 를 0.900 M 용액 1 L로 만들려면 몇 mL의 18.0 M H_2SO_4 이 필요한가?

계획

처음 M 농도(18.0 M)와 마지막의 M 농도(0.900 M)와 부피(1.00 L)는 주어졌다. 결과적으로 $V_1M_1 = V_2M_2$ 에서 아래첨자 1은 처음 산 용액이고 아래첨자 2는 희석 용액이다. 우리는 다음과 같이 풀 수 있다.



예제 3-10 희석

18.0 M H₂SO₄를 0.900 M 용액 1 L로 만들려면 몇 mL의 18.0 M H₂SO₄이 필요한가?

계획

처음 M 농도(18.0 M)와 마지막의 M 농도(0.900 M)와 부피(1.00 L)는 주어졌다. 결과적으로 $V_1M_1 = V_2M_2$ 에서 아래첨자 1은 처음 산 용액이고 아래첨자 2는 희석 용액이다. 우리는 다음과 같이 풀 수 있다.

풀이

$$V_1 = \frac{V_2M_2}{M_1} = \frac{1.00 \text{ L} \times 0.900 \text{ M}}{18.0 \text{ M}} = 0.0500 \text{ L} = 50.0 \text{ mL}$$

희석된 용액은 $1.00 \text{ L} \times 0.900 \text{ M} = 0.900 \text{ mol}$ 의 황산을 포함하고 있으며, 이는 원래의 농축된 용액 안에 또한 존재하고 있다. 즉, $0.0500 \text{ L} \times 18.0 \text{ M} = 0.9000 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$.

