

General Chemistry I

단원	Ch 21. Structure and Bonding in Solids
학습 주제	Unit cell and its physical properties

1 Composition of solutions

1. 여러 가지 용액의 농도

- 질량 퍼센트(mass percentage) : 용액 내에서 각 성분 물질의 질량 퍼센트

$$\frac{(\text{용질의 질량})}{(\text{용액의 질량})} \times 100(\%)$$

- 몰 분율(χ , mole fraction) : 용액 내에서 각 성분 물질의 양이 차지하는 비율

$$\frac{(\text{용질의 몰수})}{(\text{용액 속 입자의 총 몰수})}$$

- 몰 농도(molarity, M) : 용액 1L에 들어 있는 용질의 몰수 (mol/L)

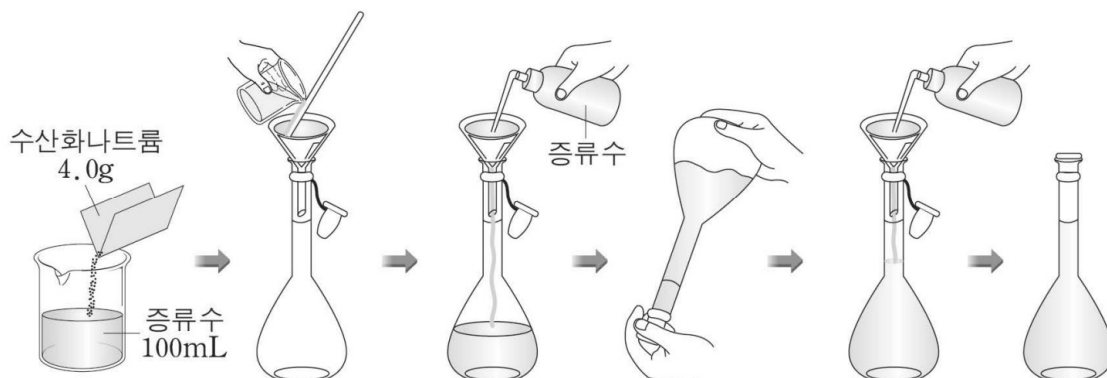
- 몰랄 농도(molality, m) : 용매 1kg에 들어 있는 용질의 몰수(mol/kg)

2. 용액의 제법

- 표준 용액 : 농도를 정확하게 알고 있는 용액 → 농도를 모르는 용액의 농도를 알아내는 데 이용한다.

<🔍 표준 용액 만들기 - 0.1M NaOH(aq) 1L 만들기>

- 1) NaOH 4g을 정밀 저울을 이용하여 정확히 측정한 후 증류수가 들어 있는 비커에 넣어 완전히 녹인다.
- 2) 비커의 용액을 깔때기를 이용하여 1L 부피 플라스크에 넣은 다음 증류수로 비커와 깔때기에 묻어 있는 용액을 씻어 넣는다.
- 3) 부피 플라스크에 증류수를 $\frac{2}{3}$ 정도 넣은 다음 흔들거나 뒤집어서 용액을 잘 섞는다.
- 4) 증류수를 가하여 용액을 눈금까지 채운 다음 용액이 잘 섞이도록 충분히 흔들어 준다.

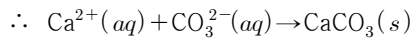


② Nature of dissolved species

※ 알짜 이온 반응식(net ion equation) : 반응 과정에 실제로 참여하는 이온만을 기술한다.

(ex) sodium carbonate와 calcium chloride의 반응에서 net ion equation은?

➡ net ion equation이 나타내는 반응은 $\text{CaCO}_3(s)$ 를 만드는 반응이다.



③ Reaction Stoichiometry in solutions : acid-base titrations



용액의 적정(titration)

- 1) 적정의 목적 : 내가 분석하고자 하는 solution의 concentration을 계산을 토대로 결정하기 위함
- 2) 준비물 - 내가 이미 농도를 알고 있는 용액(titrator), 농도를 구할 용액, buret
- 3) 유의사항
 - 일반적인 적정 실험에서는 titrant와 solution 모두 liquid로 존재한다.
 - pH 변동 범위가 너무 심해지는 경우에는 buffer를 사용하기도 한다.
 - 반응이 잘 일어나지 않을 경우 가열을 토대로 반응열(Q)을 제공하는 경우도 있다.

1. 산-염기 적정(acid-base titration)

- ① acid-base titration : 분석하려는 시약이 acid나 base를 포함하면,
적정 시약을 strong acid/strong base를 사용하여 concentration을 사용하는 과정
- ② titration은 end point까지 진행하며, 적어도 1개 용액의 concentration은 명확하게 알아야 함
➡ end point의 확인 1) indicator 사용 2) reaction heat 이용 3) electric conductivity 이용

[Example 11.6] A sample of vinegar is to be analyzed for its acetic acid content. A volume of 50.0mL is measured out and titrated with a solution of 1.306M NaOH : 31.66mL of that titrant is required to reach the phenolphthalein endpoint. Calculate the concentration of acetic acid in the vinegar(in moles per liter).

4 Reaction Stoichiometry in solutions : Oxidation-Reduction titrations



Balancing redox reactions

① 이온-전자법 : 산화/환원 반응에서 각 물질이 잃은 전자수와 얻은 전자수가 같다는 것을 이용한다.

[1단계] 반응을 산화 반쪽 반응과 환원 반쪽 반응으로 나눈다.

[2단계] 각 반쪽 반응에서 각각의 원소의 개수가 같도록 계수를 맞춘다.

[3단계] 각 반쪽 반응에서 전하량이 같도록 필요한 전자를 더한다.

[4단계] 각 반쪽 반응에서 출입한 전자수가 같아지도록 계수를 맞춘다.

[5단계] 각 반쪽 반응을 더해 전체 반응식을 구한다.

② 산화수법 : 증가하는 산화수와 감소하는 산화수가 같다는 것을 이용한다.

[1단계] 각 원자의 산화수를 조사한다.

[2단계] 각 원자의 산화수 변화를 조사한다.

[3단계] 증가한 산화수와 감소한 산화수가 같도록 계수를 맞춘다.

[4단계] 산화수가 변하지 않은 H와 O 등의 원자 수가 같도록 계수를 맞춘다.

[Problem 11.1] 철광석에 들어 있는 산화 철(III) Fe_2O_3 을 용광로 안에서 일산화 탄소로 환원시키면 철 금속과 이산화 탄소가 생긴다. 10.0 g의 철을 생산했을 때 발생한 이산화 탄소의 질량은? (단, Fe와 CO_2 의 몰 질량은 각각 58.85, 44.01이다.)

5 Phase equilibrium in solutions : nonvolatile solutes



Colligative property(총괄성)

➡ 묽은 용액에서 용질의 종류에는 무관하며, 오로지 용질과 용매 분자의 상대적인 입자 수에만 의존하는 성질

1. vapor pressure lowering
2. boiling-point elevation
3. freezing-point depression
4. osmosis

1. Raoult's Law

➡ 묽은 용액에서 용매의 증기압력은 용매의 몰분율에 비례한다. (경험 법칙 - 실험을 토대로 증명)

$$P_{\text{solvent}} = X_{\text{solvent}} P_{\text{solvent}}^{\circ}$$

※ P 는 용액 내 용매의 증기 압력, P° 는 순수한 용매의 증기 압력을 의미한다.

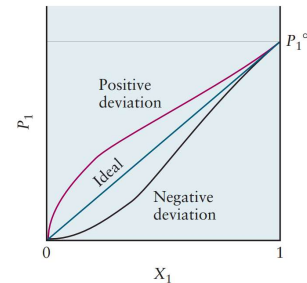
① 용질이 있으면, 용액 내 증기 압력은 순수한 용매의 것보다 낮아진다.

▷ 증발은 용매와 용질 분자가 경쟁하면서 일어나기에
vapor 속에 solute의 비중이 늘어나기 때문

② Raoult의 법칙에 의하면 ideal solution(Raoult's law를 따르는 용액을 ideal solution이라고 한다)에서
압력과 용매의 증기압력은 선형적인 관계를 이룬다.

<🔍 vapor pressure lowering>

- 1) 용매만 있는 경우 vapor pressure P°
- 2) 용매에 용질이 섞인 경우 용액의 vapor pressure $P = P^{\circ} X_{\text{solvent}}$
- 3) 변화한 증기압력의 크기 $\Delta P = (1 - X_{\text{solvent}}) P^{\circ} = X_{\text{solute}} P^{\circ}$



2. boiling point elevation & freezing point depression

boiling point elevation	freezing point depression
<p>○ <u>끓는점은 순수한 용매의 것보다 높아진다.</u></p> <p>→ 용질의 몰분율이 클수록 증기압력 내림이 크기 때문에 동일한 압력에 도달하기 위한 온도가 높아진다</p> <p>○ $\Delta T_b = K_b m$ (m : 몰랄 농도, K_b : 몰랄 끓는점 올림 상수 - 용매 의존)</p>	<p>○ <u>어는점은 순수한 용매의 것보다 낮아진다</u></p> <p>→ 용질은 용액 속 용매의 증기압을 낮추기에 고체의 증기압과 액체의 증기압이 같아지는 온도는 순수한 용매만 있을 때보다 낮아진다</p> <p>○ $\Delta T_f = -K_f m$ (m : 몰랄 농도, K_f : 몰랄 어는점 내림 상수 - 용매 의존, -는 부호 보정)</p>

3. osmosis

① 정의 : 용매가 막을 통하여 더 진한 용액 쪽으로 흐르는 현상

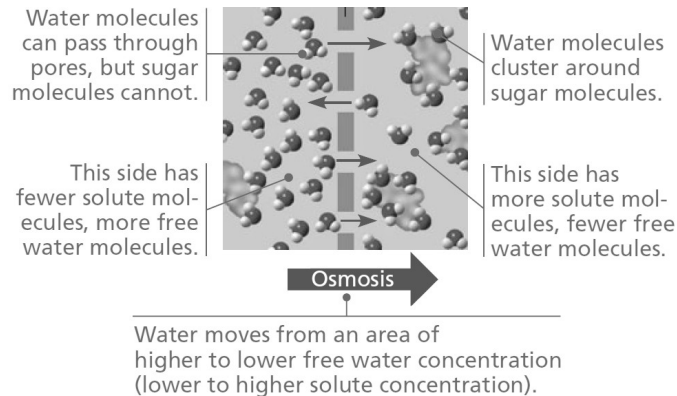
→ 용액과 순수한 용매가 **반투막(특정한 유형의 분자나 이온만을 투과시키는 막)**으로 분리됐을 때 발생

ex) 아세트산 셀룰로오스 : 물 분자는 통과시키지만, 물 분자의 수화로 덩치가 커진 용질 분자나 이온은 투과시키지 않는다.

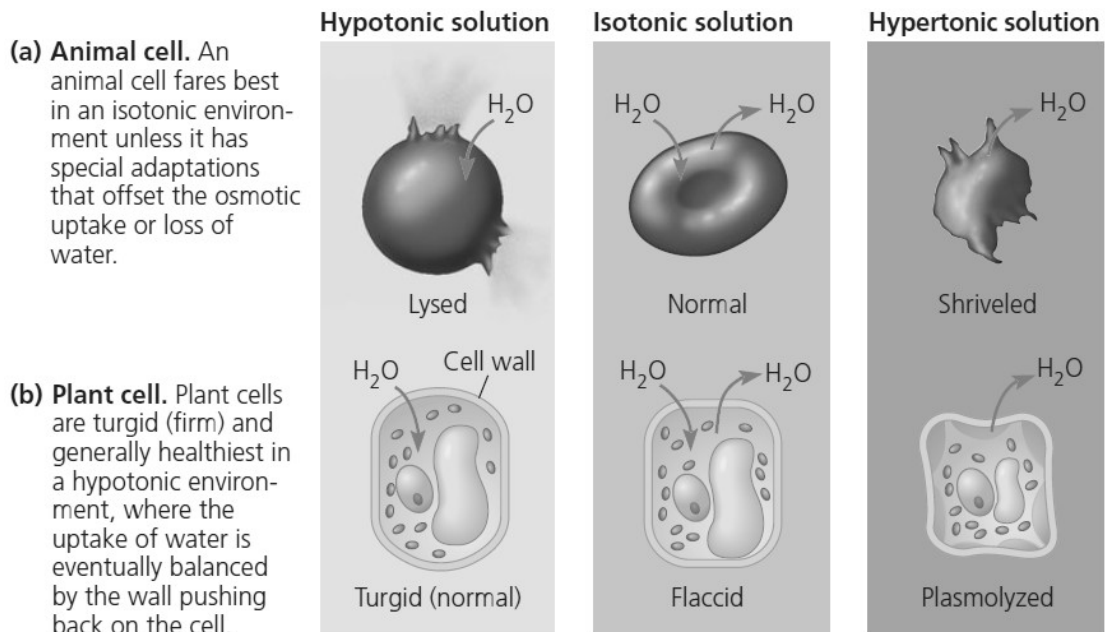
② 삼투압(osmotic pressure, Π) : 용매의 흐름을 정지시키는데 필요한 압력

→ 용매의 알짜 흐름이 0일 때 두 용액은 등삼투압(isotonic)

→ $\Pi = cRT$ (c 는 몰농도(molarity))



< cell wall, cell membrane과 osmosis>



▲ **Figure 5.11 The water balance of living cells.** How living cells react to changes in the solute concentration of their environment depends on whether or not they have cell walls. (a) Animal cells, such as this red blood cell, do not have cell walls. (b) Plant cells do. (Arrows indicate net water movement after the cells were first placed in these solutions.)

저장액 - 등장액 - 고장액 = hypotonic- isotonic- hypertonic

⑥ Phase equilibrium in solutions : volatile solutes

1. van't Hoff factor(i)

▷ nonvolatile solute에 대해서 다룰 때에는 입자의 수가 증가하거나 감소하는 부반응이 일어나지 않았다. 하지만, 일례로 이온 결합 물질인 NaCl을 생각해 보자. NaCl은 수용액 조건에서 Na^+ 와 Cl^- 로 해리된다. 즉, NaCl은 1개의 formula unit이지만, 수용액 상에서는 2개의 물질과 동일한 효과를 낸다는 것이다. 이를 van't Hoff 인자 2로 표현한다. 즉,

TABLE 13.4 Measured and Expected van't Hoff Factors for Several Substances at 25 °C

Compound	Concentration			Expected Value
	0.100 m	0.0100 m	0.00100 m	
Sucrose	1.00	1.00	1.00	1.00
NaCl	1.87	1.94	1.97	2.00
K_2SO_4	2.32	2.70	2.84	3.00
MgSO_4	1.21	1.53	1.82	2.00

$$\text{반트 호프 인자(van't Hoff factor)} \quad i = \frac{\text{용액 속에 있는 입자의 총 몰 수}}{\text{용질의 몰 수}}$$

➡ 비이상 용액은 용질의 농도가 묽을수록(몰분율이 작아질수록) 이상 용액으로 근사된다. 따라서, van't Hoff 인자는 농도가 묽을수록 예측값을 사용할 수 있다.

➡ 실제 van't Hoff factor는 실험을 토대로 구하며, 그 값은 예상값과 차이가 있는 경우가 많다.

전해질	i (예상값)	i (측정값)	전해질	i (예상값)	i (측정값)
NaCl	2.0	1.9	FeCl_3	4.0	3.4
MgCl_2	3.0	2.7	HCl	2.0	1.9
MgSO_4	2.0	1.3	Glucose	1.0	1.0

2. Henry's law

① 내용 : 실제 용액에서도 용질의 몰분율이 매우 작을 때에는 성분의 증기압은 몰분율에 비례한다.

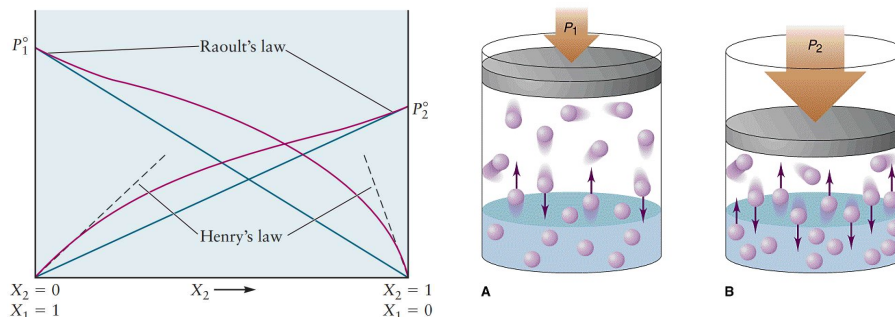
➡ 즉, 몰분율이 매우 작을 때에는 근사적으로 Raoult's law를 따른다.

$$P_i = k_i X_i$$

② 식의 구성 요소

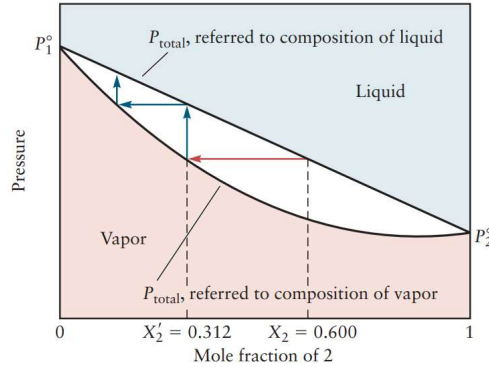
- k_i : Henry's law constant - 성분이 무엇인지에 대한 영향을 받는다
- X_i : mole fraction
- P_i : solution에서 성분 i 의 vapor pressure

<🔍 Raoult's Law vs Henry's law>



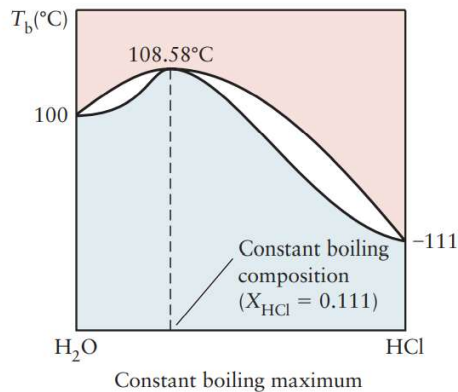
(심화) Azeotropes

1. Fractional Distillation 뜻 서술하라.
2. Fractional distillation 과정에서 mole fraction 바뀌는 게 어떻게 되는지 설명하라.

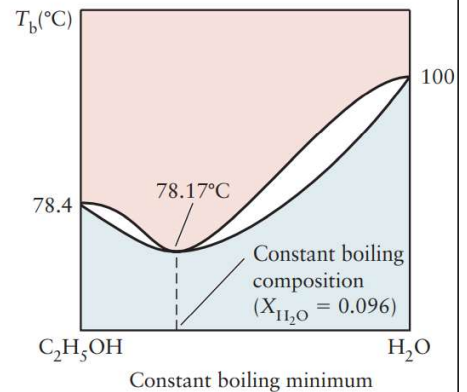


3. Azeotrope 개념 분석하고 종류, 이유 설명하라.

FIGURE 11.27 Dependence of boiling temperature on mole fraction for (a) maximum- and (b) minimum-boiling azeotropes. The coordinates are not to scale.



(a)



(b)

[연습문제 11.61] 20°C에서 toluene의 vapor pressure는 0.0289 atm이고 benzene의 vapor pressure는 0.0987 atm이다. benzene과 toluene을 같은 화학량(동일한 몰수) 섞어서 ideal solution을 만든다. 이 solution과 equilibria를 이루고 있는 vapor에서 benzene의 mole fraction을 계산하라.