

## 2013학년도 대학 신입학생 정시모집 일반전형

화학	2013년 1월 16일(수)		총 4쪽
----	-----------------	--	------

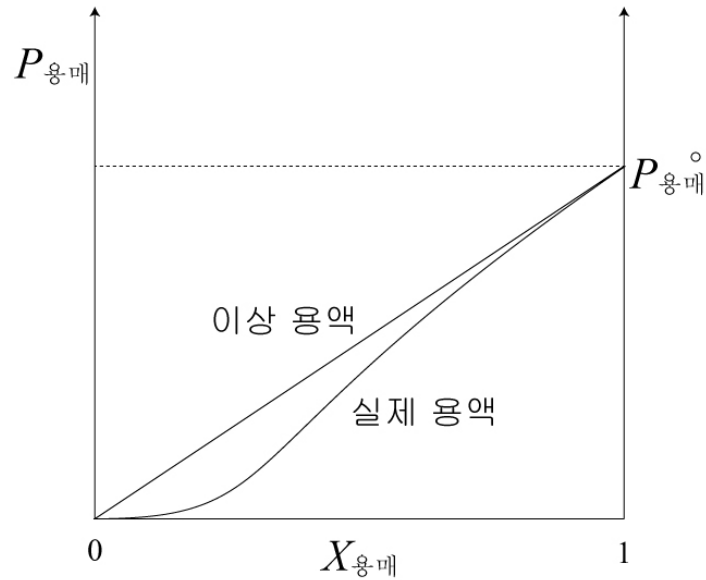
※ 시작 전 반드시 쪽 번호를 확인하시기 바랍니다.

[문제 1] 이상 기체는 분자간의 인력이 없고 분자 자신의 부피도 없는 상태로  $PV=nRT$ 를 만족한다. 용액에서도 이상적인 조건이 만족되는 상태를 이상 용액이라고 부른다. ( $P$ : 압력,  $V$ : 부피,  $n$ : 몰수,  $R$ : 기체 상수,  $T$ : 온도)

1-1. 반트 호프의 법칙( $\pi=CRT$ )에서 몰농도  $C$ 를  $\frac{n}{V}$ 로 바꾸어 표현하면 반트 호프의 법칙은  $\pi V=nRT$ 로 이상 기체의 상태 방정식과 유사한 형태가 된다. 하지만 용액에서는 기체의 이상 상태 조건과 같이 분자간의 인력 및 분자 자신의 부피가 없는 상태일 수 없다. 그렇다면 이상 용액에서는 용매와 용질 분자 간에 어떠한 조건을 만족해야 하는지 설명하라. ( $\pi$ : 삼투압,  $C$ : 몰농도)

1-2. 반투막을 사용하여 삼투압을 측정하면 단백질과 같이 큰 분자의 분자량을 반트 호프 식으로부터 구할 수 있다. 즉  $n = \frac{w}{M}$  이므로  $M = \frac{wRT}{\pi V}$  로 계산된다. 하지만 측정하고자 하는 분자량이 30,000 g/mol 이하이거나 1,000,000 g/mol 이상으로 크면 삼투압 측정으로 구한 분자량은 부정확해지는데 그 이유를 설명하라. ( $M$ : 분자량,  $w$ : 질량)

- 1-3. 이상 용액에서 용매의 증기압( $P_{\text{용매}}$ )은 용액 내에서 자신의 몰분율( $X_{\text{용매}}$ )에 비례한다. 순수한 용매의 증기압을  $P_{\text{용매}}^{\circ}$ 라고 하면  $P_{\text{용매}} = X_{\text{용매}} P_{\text{용매}}^{\circ}$ 가 되고 아래 그래프에서 직선으로 표시된다. 하지만 실제 용액에서는 이상 용액에서보다 낮은 증기압을 나타내는 경우가 있는데 용매와 용질 분자가 어떠한 관계가 있는 상태인지 설명하라.



- 1-4. 이상 용액은 용매와 용질 모두가 휘발성인 경우에도 적용될 수 있는데, 상온에서 순수한 휘발성 용질의 증기압이 0.04 기압이고, 순수한 용매의 증기압이 0.06 기압인 경우를 생각하자. 용액상에서 용질의 몰분율이 0.5일 때 증기상에서 용질의 몰분율을 구하라.

[문제 2] 기체 상태 원자의 이온화 에너지(IE, ionization energy) 값은 전자가 핵으로부터 받는 정전기적 인력을 벗어나 자유 전자로 떨어져 나오는 데 소모되는 에너지로 생각할 수 있다. 따라서 이온화 에너지는 전자가 위치하는 오비탈의 에너지 준위에 해당하고 부호가 반대인 값이 된다.

전자가 위치한 오비탈에 대한 에너지 식은 보어 원자 모형에 따라 다음과 같이 표시된다.

$$\text{오비탈의 에너지 준위 } E_n = -(1.3) \frac{Z^2}{n^2} \text{ (MJ/mol)}$$

$Z$  : 원자번호 (핵전하량 = 양성자수 = 전자수)

$n$  : 전자가 위치한 오비탈의 주기 수

(K 껍질 = 1, L 껍질 = 2, M 껍질 = 3, ...)

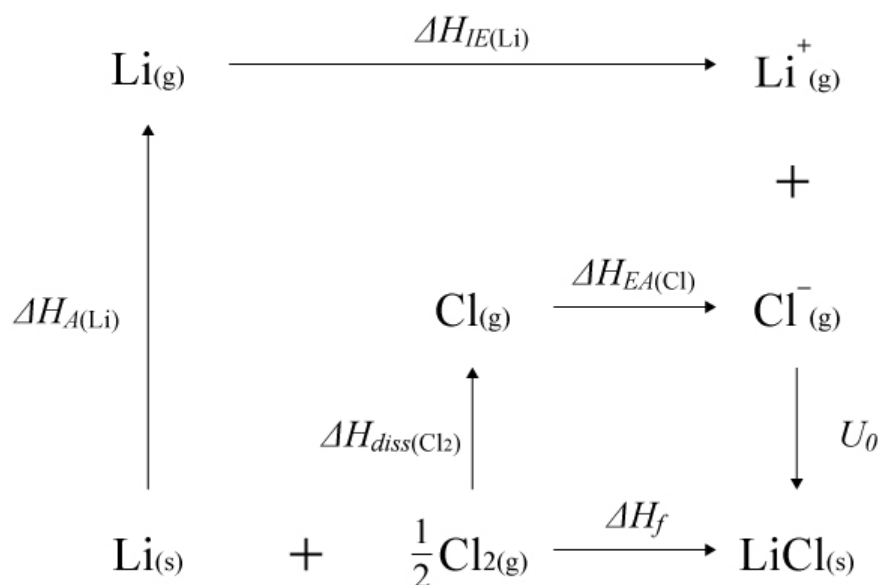
$$\text{<예> 수소원자(H)의 이온화 에너지} = -E_n = (1.3) \frac{1^2}{1^2} = 1.3 \text{ (MJ/mol)}$$

2-1. 위 식을 이용하여 Li 원자( $Z = 3$ )의 첫 번째 이온화 에너지 값 (MJ/mol)을 구하라.

2-2. 위에서 계산한 Li의 첫 번째 이온화 에너지 값은 실험적으로 측정한 값인 0.52 MJ/mol과 크게 차이가 난다. 이것은 가장 높은 에너지 준위에 있는 L 껍질의 전자가 실제로 느끼는 핵의 전하량(알짜 핵전하량,  $Z^*$ )이 원자번호인  $Z = 3$ 와 크게 다르기 때문이다. 왜 다른지 설명하라.

2-3. Li의 바깥쪽 껍질인 L 껍질에 있는 전자를 떼어낼 때 필요한 첫 번째 이온화 에너지 ( $IE_1$ ) 값인 0.52 MJ/mol로부터 이 전자가 느끼는 알짜 핵전하량을 구하라. 또한, 안쪽 껍질인 K 껍질에 있는 전자를 떼어낼 때 필요한 두 번째 이온화 에너지 ( $IE_2$ ) 값인 7.3 MJ/mol로부터 이 전자가 느끼는 알짜 핵전하량을 구하라.(유효숫자 두 자리로 어림잡아 계산하라.)

2-4. 헤스의 법칙은 ‘물질이 반응할 때 처음 상태와 나중 상태가 같으면 한 단계로 일어나거나 또는 여러 단계로 일어나도 반응 경로에 관계없이 반응의 총 엔탈피 변화는 같다’는 것으로 열역학 제1법칙인 에너지 보존에 관한 필연적인 결과이다. 본(Born)과 하버(Haber)는 이 헤스의 법칙을 이온성 고체의 생성 엔탈피에 적용하여 설명하였다.



$\Delta H_f$ : 생성 엔탈피 변화량

$\Delta H_{A(\text{Li})}$ : Li의 원자화 엔탈피(고체에서 기체로의 승화 엔탈피) = 159 kJ/mol

$\Delta H_{diss(\text{Cl}_2)}$ : Cl<sub>2</sub> 분자의 해리 엔탈피 = 242 kJ/mol

$\Delta H_{IE(\text{Li})}$ : Li 원자의 이온화 에너지

$\Delta H_{EA(\text{Cl})}$ : Cl 원자의 전자 획득 에너지

= Cl 원자의 전자 친화도와 부호가 반대인 값 = -349 kJ/mol

$U_0$ : 이온성 고체 LiCl의 격자 에너지 = -845 kJ/mol

문제 2-3에 제시된 이온화 에너지 값을 이용하여 LiCl의 몰당 생성 엔탈피 값( $\Delta H_f$ )을 계산하면 -394 (kJ/mol)이 되어 안정하게 생성될 것을 예측할 수 있다.

Li이 2개의 전자를 잃고 Li<sup>2+</sup> 양이온이 된 후 2개의 Cl<sup>-</sup> 음이온과 결합하여 LiCl<sub>2</sub> 이온성 고체를 이루는 반응을 생각해 보자. 이때의 반응 경로를 위의 경로와 유사하게 구성하여 LiCl<sub>2</sub>가 안정하게 생성될 수 있는지 예측하라.

(LiCl<sub>2</sub>의 이론적인 격자 에너지 값은 -2490 kJ/mol 임을 사용하라.)

※본 저작물은 상업적 목적으로 사용하는 것을 금지합니다.