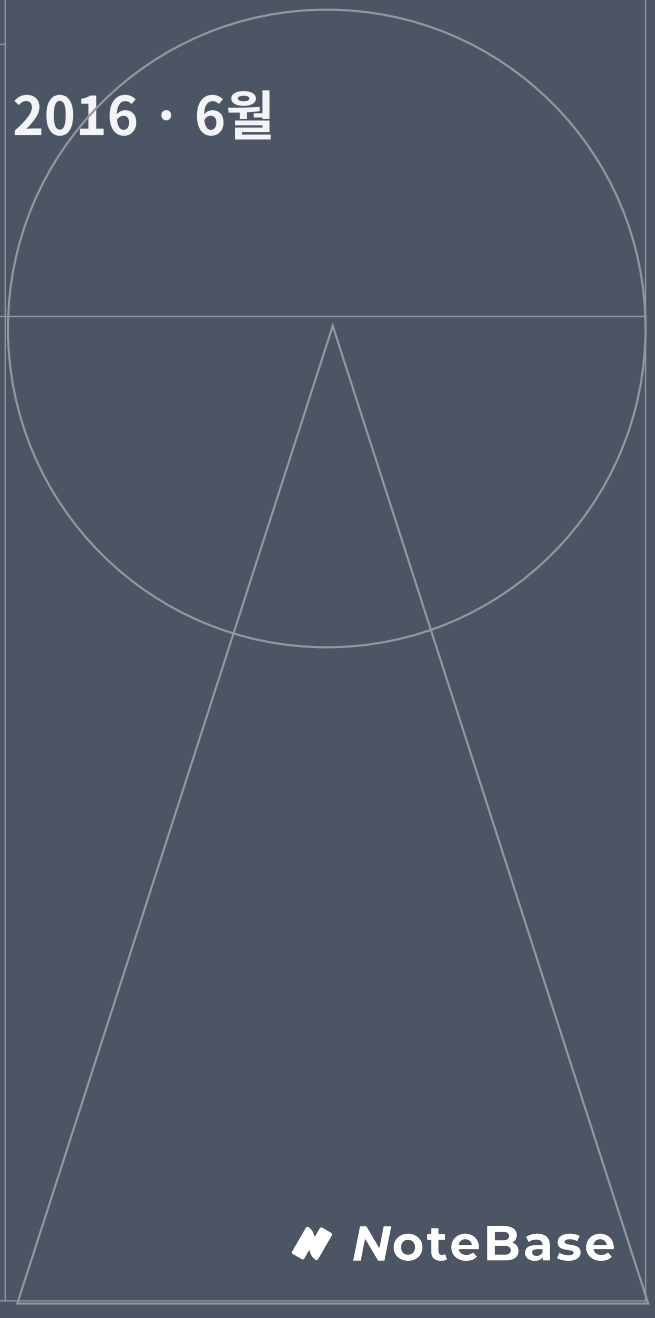
# 기출OX 해설집

공무원/서울시/9급 · 화학 · 2016 · 6월



NoteBase

# 기출OX 해설집

## 공무원/서울시/9급 · 화학 · 2016 · 6월

**공무원/서울시/9급 · 화학 · 2016 · 6월**

**문 1. 질량이 222.222g이고 부피가 20.0cm$^3$인 물질의 밀도를 올바른 유효숫자로 표시한 것은?**

① 11.1111g/cm$^3$

② 11.111g/cm$^3$

③ 11.11g/cm$^3$

④ 11.1g/cm$^3$

**정답 4번**

**간단한 해설**

밀도는 질량을 부피로 나눈 값이며, 나눗셈의 결과는 **유효숫자가 가장 적은 측정값**에 맞춘다. 부피 20.0 cm$^3$의 유효숫자가 3개이므로 밀도는 11.1 g/cm$^3$로 표시한다.

**계산 과정**

밀도는 단위 부피당 질량이므로, 질량을 m, 부피를 V, 밀도를 $\rho$라 하면 $\rho = \frac{m}{V}$이다. 주어진 값을 대입하면 $\rho = \frac{222.222}{20.0} = 11.1111$ g/cm$^3$이다. 이는 반올림하기 전 계산값이다.

곱셈과 나눗셈의 결과는 계산에 사용한 측정값 중 **유효숫자 개수가 가장 적은 값**에 맞춘다. 질량 222.222 g의 유효숫자는 6개이고, 부피 20.0 cm$^3$의 유효숫자는 3개이다. 20.0의 마지막 0도 측정 정밀도를 나타내므로 유효숫자에 포함한다. 따라서 밀도는 유효숫자 3개로 표시해야 한다.

11.1111에서 유효숫자 3개를 남기면 마지막 자리는 소수 첫째 자리이다. 그다음 자리의 숫자가 1이므로 반올림한 밀도는 11.1 g/cm$^3$이며, 이는 ④에 해당한다. ①~③은 각각 유효숫자가 6개, 5개, 4개이므로 주어진 부피의 정밀도에 맞지 않는다.

NoteBase

**문 2. 1기압에서 A라는 어떤 기체 0.003몰이 물 900g에 녹는다면 2기압인 경우 0.006몰이 같은 양의 물에 녹게 될 것이라는 원리는 다음 중 어느 법칙과 관련이 있는가?**

① Dalton의 분압법칙

② Graham의 법칙

③ Boyle의 법칙

④ Henry의 법칙

**정답 4번**

**간단한 해설**

같은 온도에서 일정한 양의 물에 녹는 기체의 양이 **그 기체의 압력에 비례**하는 관계는 헨리(Henry)의 법칙이다. 압력이 1기압에서 2기압으로 두 배가 되면 녹는 양도 0.003몰에서 0.006몰로 두 배가 된다.

**공통 해설**

헨리(Henry)의 법칙은 일정한 온도에서 액체와 평형을 이룬 기체의 **분압에 비례하여** 액체에 녹는 기체의 농도가 커진다는 법칙이다. 여기서 분압은 액체 위의 기체 중 해당 기체가 나타내는 압력이다. 이 법칙은 기체가 용매와 화학 반응을 하지 않는 묽은 용액 등의 조건에서 적용한다. 같은 양의 물을 비교하면 농도에 비례해 녹아 있는 기체의 몰수도 증가한다.

문항에서는 물의 양이 900g으로 같고, 기체 A의 압력이 1기압에서 2기압으로 두 배가 될 때 녹는 양도 0.003몰에서 0.006몰로 두 배가 된다. 온도가 일정하다는 전제에서, 이처럼 압력과 용해량이 비례하는 관계가 Henry의 법칙에 해당한다.

NoteBase

**문 3. 양자수 중의 하나로서 $m_\ell$로 표시되며 특정 궤도함수가 원자 내의 공간에서 다른 궤도 함수들에 대해 상대적으로 어떠한 배향을 갖는지 나타내는 양자수는?**

① 주양자수

② 각 운동량 양자수

③ 자기양자수

④ 스핀양자수

**정답 3번**

**간단한 해설**

궤도함수의 **공간적 배향**을 나타내는 양자수는 자기양자수이며, $m_\ell$로 표시한다.

**공통 해설**

자기양자수 $m_\ell$는 **같은 부껍질에 속하는 궤도함수의 공간적 배향**을 구별하는 양자수이다. 배향은 궤도함수가 공간에서 어느 방향으로 놓이는지를 뜻하므로, 발문의 기호와 배향에 관한 설명은 모두 자기양자수에 해당한다.

각 운동량 양자수 $\ell$이 주어지면 자기양자수는 $-\ell$부터 $+\ell$까지의 정숫값을 갖는다. 예를 들어 p 부껍질은 $\ell = 1$이므로 $m_\ell$의 값이 −1, 0, +1의 세 가지이며, 이에 따라 세 개의 궤도함수가 구별된다.

NoteBase

**문 4. 유기 화합물인 펜테인($C_5H_{12}$)의 구조이성질체 개수는?**

① 1

② 2

③ 3

④ 4

**정답 3번**

**간단한 해설**

탄소 원자의 **연결 방식**이 다른 구조는 곧은 사슬, 가지가 하나인 사슬, 중심 탄소에 네 탄소가 연결된 구조의 세 가지이다. 사슬을 반대로 보거나 단일 결합을 회전한 것은 새로운 구조이성질체로 세지 않는다.

**계산 과정**

구조이성질체는 분자식은 같지만 원자의 연결 방식이 다른 화합물이다. 펜테인의 분자식 $C_5H_{12}$은 고리나 다중 결합이 없는 알케인에 해당하므로, 탄소 5개의 연결 구조를 빠짐없이 세면 된다. 가장 긴 탄소 사슬의 길이를 기준으로 나누고, 각 탄소의 결합 수가 4가 되도록 수소를 붙인다.

가장 긴 사슬이 탄소 5개인 경우: 탄소 5개가 한 줄로 이어진 펜테인 $CH_3(CH_2)_3CH_3$ 한 가지이다. 사슬을 구부리거나 단일 결합을 회전해도 **탄소 사이의 연결 관계가 같으면 같은 구조**이다.

가장 긴 사슬이 탄소 4개인 경우: 남은 탄소 1개를 메틸기로 붙이면 2-메틸뷰테인 $CH_3CH(CH_3)CH_2CH_3$ 한 가지이다. 끝 탄소에 붙이면 길이 5인 사슬이 되고, 3번 탄소에 붙인 모양은 **반대쪽에서 번호를 매기면 2번에 붙인 구조와 같다**.

가장 긴 사슬이 탄소 3개인 경우: 남은 탄소 2개를 모두 가운데 탄소에 메틸기로 붙인 2,2-다이메틸프로페인 $C(CH_3)_4$ 한 가지이다. 끝 탄소에 가지를 붙이면 가장 긴 사슬이 4개 이상이 된다. 탄소 5개를 연결하면서 가장 긴 사슬을 2개 이하로 만드는 구조는 불가능하다.

서로 다른 구조는 각 경우에 하나씩이므로 1 + 1 + 1 = 3개이며, 선택지 ③의 3에 해당한다.

NoteBase

**문 5. 염소산 포타슘($KClO_3$)은 가열하면 고체 염화 포타슘과 산소 기체를 형성하는 흰색의 고체이다. 2atm, 500K에서 30.0L의 산소 기체를 얻기 위해서 필요한 염소산 포타슘의 몰 수는? (단, 기체상수 R은 0.08L·atm/mol·K)**

① 0.33mol

② 0.50mol

③ 0.67mol

④ 1.00mol

**정답 4번**

**간단한 해설**

주어진 압력·온도·부피에서 산소는 1.50 mol이다. 분해 반응에서 **염소산 포타슘과 산소의 몰비는 2 : 3**이므로, 필요한 염소산 포타슘은 1.00 mol이다.

**계산 과정**

1. 산소의 몰 수: 산소를 이상 기체로 보고 이상 기체 상태 방정식 $PV = nRT$를 적용한다. P는 압력, V는 부피, n은 기체의 몰 수, T는 절대 온도이다. 주어진 R의 단위에 맞추어 P = 2 atm, V = 30.0 L, T = 500 K를 그대로 사용하면 $n = \frac{PV}{RT}$에서 $n = \frac{2 \times 30.0}{0.08 \times 500} = 1.50\text{mol}$이다. 이는 얻어야 할 **산소 기체의 몰 수**이다.

2. 반응식과 몰비: 원자 수를 맞춘 분해 반응식은 $2KClO_3(s) \rightarrow 2KCl(s) + 3O_2(g)$이다. 반응식의 계수는 반응하거나 생성되는 물질의 몰비를 나타내므로, **염소산 포타슘 2 mol이 분해될 때 산소 3 mol**이 생성된다.

3. 염소산 포타슘의 몰 수: 염소산 포타슘이 완전히 분해된다고 하면, 산소 1.50 mol을 얻는 데 필요한 양은 $1.50 \times \frac{2}{3} = 1.00\text{mol}$이다. 이 값은 ④의 1.00 mol에 해당한다.

NoteBase

**문 6. 에틸렌은 $CH_2=CH_2$의 구조를 갖는 석유화학 공업에서 아주 중요하게 사용되는 재료이다. 에틸렌 분자 내의 탄소는 어떤 혼성궤도함수를 형성하고 있는가?**

① sp
② $sp^2$
③ $sp^3$
④ $dsp^3$

**정답 2번**

**간단한 해설**

에틸렌의 각 탄소는 두 수소 및 다른 탄소와 **세 개의 σ 결합**을 형성하므로 $sp^2$ 혼성을 한다. 탄소 사이 이중결합의 나머지 π 결합은 혼성에 참여하지 않은 p 궤도함수로 형성된다.

**공통 해설**

혼성궤도함수는 한 원자의 원자 궤도함수들이 혼합되어 만들어지며, 혼성에 참여한 궤도함수 수만큼 생성된다. 에틸렌 $CH_2=CH_2$에서 각 탄소는 두 수소와 각각 C–H σ 결합을, 다른 탄소와 C–C σ 결합을 형성한다. 탄소에 비공유 전자쌍은 없으므로, 각 탄소에는 **세 방향의 σ 결합을 위한 혼성궤도함수**가 필요하다. 이에 따라 s 궤도함수 한 개와 p 궤도함수 두 개가 혼합되어 세 개의 $sp^2$ 혼성궤도함수가 만들어진다. 이들은 한 평면에서 약 120°를 이루며 배열된다.

탄소 사이의 이중결합은 σ 결합 한 개와 π 결합 한 개로 이루어진다. π 결합은 각 탄소에 남은 혼성되지 않은 p 궤도함수들이 옆으로 겹쳐 형성하므로, **이중결합을 두 개의 혼성궤도함수 방향으로 세지 않는다**. 따라서 에틸렌 탄소의 혼성은 $sp^2$이다.

NoteBase

**문 7. 교통 신호등의 녹색 불빛의 중심 파장은 522nm이다. 이 복사선의 진동수(Hz)는 얼마인가? (단, 빛의 속도는 $3.00\times10^{8}$ m/s)**

① $5.22\times10^{7}$ Hz
② $5.22\times10^{9}$ Hz
③ $5.75\times10^{10}$ Hz
④ $5.75\times10^{14}$ Hz

**정답 4번**

**간단한 해설**

빛의 속도는 파장과 진동수의 곱이므로, **빛의 속도를 파장으로 나누어** 진동수를 구한다. 522 nm를 m로 바꾸어 계산하면 $5.75 \times 10^{14}$Hz이다.

**계산 과정**

파장 $\lambda$는 파동 한 주기의 길이이고, 진동수 $\nu$는 1초 동안 진동하는 횟수이다. 따라서 빛의 속도는 $c = \lambda\nu$이며, 구하려는 진동수는 $\nu = \frac{c}{\lambda}$이다.

빛의 속도가 m/s로 주어졌으므로 **파장도 m 단위로 환산**한다. $1\text{nm} = 10^{-9}\text{m}$이므로,
$\lambda = 522\text{nm} = 5.22 \times 10^{-7}\text{m}$이다.

주어진 빛의 속도 $c = 3.00 \times 10^{8}\text{m/s}$와 파장을 대입하면 $\nu = \frac{3.00 \times 10^{8}}{5.22 \times 10^{-7}}\text{s}^{-1}$이다. 계수는 $\frac{3.00}{5.22} \approx 0.575$, 10의 거듭제곱은 $10^{8-(-7)} = 10^{15}$이므로, $\nu \approx 5.75 \times 10^{14}$Hz이다. Hz는 1초당 진동 횟수를 나타내며, 주어진 값의 유효숫자에 맞추어 세 자리로 표시한다.

계산한 진동수 $5.75 \times 10^{14}$Hz는 ④의 값과 일치한다.

NoteBase

**문 8. Xe는 8A족 기체 중 하나로서 매우 안정한 원소이다. 그런데 반응성이 아주 높은 불소와 반응하여 $XeF_4$라는 분자를 구성한다. 원자가 껍질 전자쌍 반발(VSEPR) 모형에 의하여 예측할 때, $XeF_4$의 분자 구조로 옳은 것은?**

① 사각평면

② 사각뿔

③ 정사면체

④ 팔면체

**정답 1번**

### 간단한 해설

$XeF_4$의 중심 Xe에는 결합 전자쌍 4개와 비공유 전자쌍 2개가 있다. 여섯 전자쌍이 팔면체로 배열될 때 **두 비공유 전자쌍이 서로 반대쪽**을 차지하므로, 네 F 원자는 같은 평면에서 **사각평면 구조**를 이룬다.

### 공통 해설

VSEPR 모형은 중심 원자 주위의 전자쌍들이 서로의 반발을 줄이도록 배열된다고 본다. Xe의 원자가 전자는 8개, F의 원자가 전자는 각각 7개이므로 $XeF_4$의 전체 원자가 전자는 $8 + 4 \times 7 = 36$개이다. Xe–F 단일 결합 4개에 전자 8개를 쓰고, 각 F의 옥텟을 완성하는 비공유 전자로 $4 \times 6 = 24$개를 배치하면 전자 4개가 남는다. 이 전자들은 Xe에 비공유 전자쌍 2개로 놓인다. 따라서 중심 Xe 주위에는 결합 전자쌍 4개와 비공유 전자쌍 2개, 총 6개의 전자쌍이 있다.

여섯 전자쌍의 기본 배열은 팔면체이다. 비공유 전자쌍은 결합 전자쌍보다 더 강하게 반발하므로, 두 비공유 전자쌍은 **서로 180° 떨어진 반대쪽 위치**를 차지한다. 나머지 네 위치의 F 원자는 Xe를 중심으로 같은 평면에 놓이며, 이웃한 F 원자 사이의 F–Xe–F 결합각은 90°이다.

분자 구조는 **비공유 전자쌍을 제외한 원자들의 배치**로 정한다. 따라서 전자쌍의 배열은 팔면체이지만, $XeF_4$의 분자 구조는 네 F 원자가 정사각형의 꼭짓점에 놓인 사각평면이다.

NoteBase

**문 9. 원소분석을 통하여 분자량이 146.0g/mol인 미지의 화합물을 분석한 결과 질량 백분율로 탄소 49.3%, 수소 6.9%, 산소 43.8%를 얻었다면 이 화합물의 분자식은 무엇인가? (단, 탄소 원자량=12.0g/mol, 수소 원자량=1.0g/mol, 산소 원자량=16.0g/mol)**

① $C_3H_5O_2$

② $C_5H_7O_4$

③ $C_6H_{10}O_4$

④ $C_{10}H_{14}O_8$

**정답 3번**

**간단한 해설**

화합물 **1 mol에 들어 있는 각 원소 원자의 몰수**를 구하면 탄소 약 6 mol, 수소 약 10 mol, 산소 약 4 mol이다. 따라서 한 분자의 원자 수를 나타내는 분자식은 $C_6H_{10}O_4$이다.

**계산 과정**

화합물 1 mol을 기준으로 잡으면 전체 질량은 146.0 g이다. 각 원소의 질량은 전체 질량에 질량분율을 곱해 구한다. 탄소, 수소, 산소의 질량분율은 각각 0.493, 0.069, 0.438이다.

각 원소의 질량을 주어진 원자량에 해당하는 몰질량으로 나누면 **원소별 원자의 몰수**를 얻는다.

탄소: $\frac{146.0 \times 0.493}{12.0} \approx 6.00$ mol

수소: $\frac{146.0 \times 0.069}{1.0} \approx 10.07$ mol

산소: $\frac{146.0 \times 0.438}{16.0} \approx 4.00$ mol

화합물 1 mol에 탄소 원자가 6 mol 들어 있다는 것은 한 분자에 탄소 원자가 6개 있다는 뜻이다. 같은 방식으로 수소와 산소의 원자 수를 가까운 정수로 읽으면 각각 10개와 4개이다. 따라서 분자식은 $C_6H_{10}O_4$이며, ③에 해당한다. 이 분자식의 몰질량은 $6 \times 12.0 + 10 \times 1.0 + 4 \times 16.0 = 146.0$ g/mol로 주어진 값과 일치한다.

NoteBase

**문 10. 500°C에서 수소와 염소의 반응에 대한 평형상수 $K_c = 100$이고, 정반응 속도 $k_f = 2.0 \times 10^3 \mathrm{M^{-1}s^{-1}}$이며 $\Delta H = 20\mathrm{kJ}$의 흡열 반응이라면 다음 설명 중 옳은 것은?**

① 역반응의 속도가 정반응의 속도보다 빠르다.

② 역반응의 속도는 $0.05\mathrm{M^{-1}s^{-1}}$이다.

③ 온도가 증가할수록 평형상수($K_c$)의 값은 감소한다.

④ 온도가 증가할수록 정반응의 속도가 역반응보다 더 크게 증가한다.

**정답 4번**

**간단한 해설**

문제에서 주어진 **흡열 반응 조건**에서는 온도가 오르면 정반응이 유리해지고 평형상수가 증가한다. 평형 혼합물의 온도를 올린 직후에는 정반응속도가 역반응속도보다 더 크게 증가하여 평형이 생성물 쪽으로 이동한다.

**선지별 해설**

문제의 $k_f$는 실제 반응속도가 아니라 정반응의 속도상수이다. 여기서는 제시된 흡열 조건과 $K_c = \frac{k_f}{k_r}$ 관계를 적용하며, $k_r$는 역반응의 속도상수이다.

① X: $K_c = 100$이므로 정반응의 속도상수는 역반응의 속도상수보다 100배 크다. 다만 **실제 반응속도는 농도에도 의존**하므로 속도상수의 크기만으로 두 반응속도를 비교할 수 없다. 평형 상태라면 정반응속도와 역반응속도는 같다.

② X: 500°C에서 역반응의 속도상수는 $k_r = \frac{k_f}{K_c}$로 구한다. 값을 대입하면 $k_r = \frac{2.0 \times 10^3}{100} = 20$이므로, 역반응의 속도상수는 **$20\ \mathrm{M^{-1}s^{-1}}$**이다. 실제 반응속도는 속도상수와 구별되며, 농도 정보 없이 그 값을 구할 수 없다.

③ X: 문제에서 $\Delta H = 20\mathrm{kJ} > 0$인 흡열 반응을 제시하였다. 온도가 오르면 열을 흡수하는 정반응이 유리해져 평형이 생성물 쪽으로 이동하므로, 평형상수는 감소하지 않고 **증가한다**.

④ O: 온도 상승으로 $K_c$가 증가한다는 것은 $\frac{k_f}{k_r}$가 커진다는 뜻이다. 따라서 정반응 속도상수의 증가 배율이 역반응 속도상수의 증가 배율보다 크다. **평형 혼합물의 온도를 올린 직후**에는 농도가 아직 변하지 않았으므로, 처음에 같았던 두 반응속도 중 정반응속도가 더 크게 증가한다. 이후 생성물이 늘고 반응물이 줄면서 새 평형에 도달하면 두 반응속도는 다시 같아진다.

NoteBase

**문 11. 아래에 나타낸 평형 반응에 대한 평형상수는?**

$$CaCl_2(s) + 2H_2O(g) \rightleftharpoons CaCl_2 \cdot 2H_2O(s)$$

① $\frac{[CaCl_2 \cdot 2H_2O]}{[CaCl_2][H_2O]^2}$
② $\frac{1}{[H_2O]^2}$
③ $\frac{1}{2[H_2O]}$
④ $\frac{[CaCl_2 \cdot 2H_2O]}{[H_2O]^2}$

**정답 2번**

**간단한 해설**

이 반응에서 **순수 고체는 평형상수식에서 제외**하고, 기체인 수증기의 농도만 포함한다. 수증기는 반응물이므로 분모에 놓고 반응계수 2를 지수로 적용하여 $K_c = \frac{1}{[H_2O]^2}$로 나타낸다.

**공통 해설**

농도로 나타낸 평형상수식은 생성물의 농도 항을 분자에, 반응물의 농도 항을 분모에 놓고 각 반응계수를 지수로 적용한다. 이때 **순수 고체의 활동도는 1**이므로 고체의 농도 항은 식에 넣지 않는다.

주어진 반응에서 $CaCl_2(s)$와 $CaCl_2 \cdot 2H_2O(s)$는 모두 순수 고체이므로 제외한다. 반면 $H_2O(g)$는 **액체 물이 아니라 기체인 수증기**이므로 농도 항을 포함해야 한다.

수증기는 반응물이고 반응계수가 2이므로 분모에 $[H_2O]^2$가 들어간다. 생성물 쪽에는 고체만 있어 분자는 1이 된다. 따라서 평형상수식은 $K_c = \frac{1}{[H_2O]^2}$이다. 반응계수 2는 농도 앞에 곱하는 수가 아니라 **농도의 지수**이다.

NoteBase

**문 12. 다음 2개의 반응식을 이용해 최종 반응식의 반응 엔탈피($\Delta H_3$)를 구하면?**

반응식 1: $A + B_2 \rightarrow AB_2\ \Delta H_1 = -152\text{kJ}$
반응식 2: $2AB_3 \rightarrow 2AB_2 + B_2\ \Delta H_2 = 102\text{kJ}$
최종 반응식: $A + \frac{3}{2}B_2 \rightarrow AB_3\ \Delta H_3 = ?$

① −254kJ

② −203kJ

③ −178kJ

④ −50kJ

**정답 2번**

**간단한 해설**

반응식 2를 **역으로 바꾸고 계수를 절반으로 줄여** 반응식 1에 더하면 중간 물질인 $AB_2$가 소거된다. 이때 반응식 2의 엔탈피는 −51 kJ가 되므로 최종 반응의 엔탈피는 −203 kJ이다.

**계산 과정**

헤스 법칙: 엔탈피는 상태 함수이므로 반응의 처음과 끝 상태가 같으면 경로와 관계없이 엔탈피 변화가 같다. 따라서 반응식을 더해 목표 반응식을 만들면 각 반응의 엔탈피 변화도 더할 수 있다.

반응식 1: 목표 반응에서 A는 반응물이므로 $A + B_2 \rightarrow AB_2$를 그대로 사용한다. 이 반응의 엔탈피 변화는 −152 kJ이다.

반응식 2: 목표 반응에서는 $AB_3$가 생성물이고 그 계수가 1이므로, 반응식 2를 역으로 바꾸고 모든 계수를 절반으로 줄인다. 그러면 $AB_2 + \frac{1}{2}B_2 \rightarrow AB_3$가 된다. **역반응에서는 엔탈피의 부호가 바뀌고, 계수를 절반으로 줄이면 엔탈피도 절반**이 되므로, 이 반응의 엔탈피 변화는 $-\frac{102}{2} = -51\text{kJ}$이다.

최종 반응식: 반응식 1과 변형한 반응식 2를 더하면 생성물 쪽과 반응물 쪽의 $AB_2$가 소거되어 $A + \frac{3}{2}B_2 \rightarrow AB_3$가 된다. 따라서 $\Delta H_3 = -152 - \frac{102}{2} = -203\text{kJ}$이며, 이는 ②의 −203 kJ에 해당한다.

NoteBase

**문 13. 25℃에서** $[OH^-] = 2.0 \times 10^{-5}$M**일 때, 이 용액의 pH 값은? (단,** $\log 2 = 0.30$**)**

① 1.80

② 4.70

③ 9.30

④ 11.20

**정답 3번**

**간단한 해설**

수산화 이온 농도로 구한 pOH는 4.70이다. 25°C에서는 **pH와 pOH의 합이 14.00**이므로 pH는 9.30이다.

**계산 과정**

25°C의 수용액에서 물의 이온곱은 $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$이다. 이 관계에 음의 상용로그를 취하면 pH + pOH = 14.00이므로, **수산화 이온 농도로 pOH를 먼저 구한 뒤 pH로 환산**할 수 있다.

pOH는 수산화 이온의 몰 농도에 음의 상용로그를 취한 값으로, $pOH = -\log[OH^-]$이다. 주어진 농도를 대입하면 $pOH = -\log(2.0 \times 10^{-5})$이다. 로그의 곱셈 법칙에 따라 $pOH = 5 - \log 2$이며, $\log 2 = 0.30$이므로 pOH = 5 − 0.30 = 4.70이다. 이 값은 **pH가 아니라 pOH**이다.

pH = 14.00 − 4.70 = 9.30이다. pH는 단위가 없는 값이며, 계산 결과는 ③의 9.30과 일치한다.

NoteBase

**문 14. 진한 암모니아수를 묻힌 솜과 진한 염산을 묻힌 솜을 유리관의 양쪽 끝에 넣고 고무마개로 막았더니 잠시 후 진한 염산을 묻힌 솜 가까운 쪽에 흰 연기가 생겼다. 옳은 설명을 모두 고른 것은?**

가. 흰 연기의 화학식은 $NH_4Cl$이다.
나. $NH_3$의 확산 속도가 HCl보다 빠르다.
다. $NH_3$ 분자가 HCl 분자보다 무겁다.

① 가
② 나
③ 가, 나
④ 다

**정답 3번**

**간단한 해설**

흰 연기는 암모니아와 염화 수소가 반응하여 생긴 **염화 암모늄**의 미세한 고체 입자이다. 염산 쪽에서 흰 연기가 생긴 것은 더 가벼운 암모니아가 **더 빠르게 확산하여 더 멀리 이동**했기 때문이다.

**보기별 해설**

가. O: 암모니아수에서 나온 암모니아 기체와 염산에서 나온 염화 수소 기체가 만나면 염화 암모늄이 생성된다. 반응식은 $NH_3(g) + HCl(g) \rightarrow NH_4Cl(s)$이다. 생성된 **미세한 고체 입자**가 공기 중에 퍼져 흰 연기로 보인다.

나. O: 흰 연기가 생긴 곳은 두 기체가 만나 반응한 지점이다. 이 지점이 염산을 묻힌 솜에 가까우므로, 암모니아는 염화 수소보다 **더 긴 거리를 이동**한 것이다. 따라서 이 실험에서 $NH_3$의 확산 속도가 HCl보다 빠름을 알 수 있다.

다. X: 분자량은 $NH_3$가 약 17, HCl이 약 36.5이므로 **암모니아 분자가 더 가볍다**. 같은 온도에서 기체 분자의 평균 운동 에너지는 같으므로, 분자 질량이 작은 암모니아의 평균 운동 속도가 더 크다. 이는 암모니아가 더 빠르게 확산하는 이유를 설명한다.

옳은 보기는 가, 나이며, 이 조합은 ③에 해당한다.

NoteBase

**문 15. 토륨-232($^{232}_{90}Th$)는 붕괴 계열에서 전체 6개의 $\alpha$입자와 4개의 $\beta$입자를 방출한다. 생성된 최종 동위원소는 무엇인가?**

① $^{208}_{82}Pb$

② $^{209}_{83}Bi$

③ $^{196}_{80}Hg$

④ $^{235}_{92}U$

**정답 1번**

**간단한 해설**

$\alpha$입자 6개가 방출되면 질량수가 24, 원자번호가 12 감소하고, $\beta^-$입자 4개가 방출되면 원자번호가 4 증가한다. 최종적으로 **질량수 208, 원자번호 82**인 납-208이 생성된다.

**계산 과정**

핵종 표기 $^{A}_{Z}X$에서 A는 양성자 수와 중성자 수의 합인 질량수이고, Z는 양성자 수인 원자번호이다. 출발 핵종인 토륨-232의 질량수는 232, 원자번호는 90이다.

α 방출의 영향: $\alpha$입자는 양성자 2개와 중성자 2개로 이루어진 헬륨 원자핵이다. 따라서 한 번 방출할 때마다 **질량수는 4, 원자번호는 2 감소**한다. 6개 방출의 변화량을 반영하면 질량수는 $232 - 6 \times 4 = 208$, 원자번호는 $90 - 6 \times 2 = 78$이다. 이는 α 방출의 영향만 합산한 값이다.

β 방출의 영향: 이 붕괴 계열의 $\beta^-$ 붕괴에서는 중성자 1개가 양성자 1개로 바뀌면서 전자가 방출된다. 양성자와 중성자의 합은 같으므로 **질량수는 변하지 않고 원자번호만 1 증가**한다. 4개 방출의 영향을 더하면 질량수는 208로 유지되고, 원자번호는 $78 + 4 = 82$가 된다.

원자번호 82인 원소는 납(Pb)이므로 최종 핵종은 $^{208}_{82}Pb$이며, ①에 해당한다.

NoteBase

**문 16. 다음 화합물 중 끓는점이 가장 높은 것은?**

① HI

② HBr

③ HCl

④ HF

**정답 4번**

**간단한 해설**

HF는 분자 사이에 강한 **수소 결합**을 형성한다. 액체가 기체로 변할 때 이 인력을 극복하는 데 더 많은 에너지가 필요하므로, 다른 할로젠화 수소보다 끓는점이 높다.

**선지별 해설**

같은 압력에서 분자성 물질의 끓는점은 분자 사이의 인력이 강할수록 대체로 높다. 끓는 과정에서는 분자들을 서로 떨어뜨리므로, 분자 내부의 H–할로젠 공유 결합 세기보다 분자 사이의 인력을 비교해야 한다.

① HI: HCl, HBr보다 전자 수가 많고 전자 구름이 쉽게 변형되어 **분산력이 더 강하다**. 따라서 이 둘보다 끓는점이 높지만, HF처럼 강한 수소 결합을 형성하지는 않아 HF보다 끓는점이 낮다.

② HBr: 분자 사이에 쌍극자–쌍극자 힘과 분산력이 작용한다. HCl보다 전자 구름이 쉽게 변형되어 분산력이 강하지만 HI보다는 약하므로, 끓는점은 HCl보다 높고 HI보다 낮다.

③ HCl: 극성 분자이므로 쌍극자–쌍극자 힘이 작용하지만, HBr이나 HI보다 전자 구름이 작아 분산력이 약하다. 강한 수소 결합도 형성하지 않아, 제시된 네 물질 중 끓는점이 가장 낮다.

④ HF: 전기 음성도가 큰 F에 결합한 H가 이웃 HF 분자의 F에 있는 비공유 전자쌍과 강하게 끌어당겨 **수소 결합**을 형성한다. 이 추가적인 분자 사이 인력 때문에 분자량이 가장 작아도 끓는점은 가장 높다.

끓는점은 HCl < HBr < HI < HF 순으로 높으므로, 가장 높은 것은 ④ HF이다.

NoteBase

**문 17. A에서 B로 변하는 어떠한 과정이 모든 온도에서 비자발적 과정이기 위하여 다음 중 옳은 조건은? (단, $\Delta H$는 엔탈피 변화, $\Delta S$는 엔트로피 변화)**

① $\Delta H > 0,\ \Delta S < 0$

② $\Delta H > 0,\ \Delta S > 0$

③ $\Delta H < 0,\ \Delta S < 0$

④ $\Delta H < 0,\ \Delta S > 0$

**정답 1번**

**간단한 해설**

$\Delta H > 0, \Delta S < 0$이면 $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$에서 두 항이 모두 양수이다. 따라서 **모든 온도에서 깁스 자유 에너지 변화가 양수**가 되어 A에서 B로의 과정은 비자발적이다.

**공통 해설**

일정한 온도와 압력에서 과정의 자발성은 깁스 자유 에너지 변화 $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$로 판단한다. 여기서 T는 켈빈(K)으로 나타낸 절대온도이며, $\Delta G < 0$이면 자발적, $\Delta G > 0$이면 비자발적이다.

A에서 B로의 과정이 모든 온도에서 비자발적이려면 온도가 바뀌어도 $\Delta G$가 양수로 유지되어야 한다. $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$이면 양의 절대온도에서 $-T\Delta S > 0$이므로 **양수인 엔탈피 항에 양수인 엔트로피 항이 더해진다**. 따라서 온도와 관계없이 $\Delta G > 0$이다.

같은 식에서 $\Delta H$와 $\Delta S$가 모두 양수이면 온도가 충분히 높을 때 $-T\Delta S$의 영향이 커져 자발적이 된다. 둘 다 음수이면 충분히 낮은 온도에서 음수인 $\Delta H$의 영향이 커져 자발적이 된다. 반대로 $\Delta H < 0, \Delta S > 0$이면 두 항이 모두 음수이므로 모든 온도에서 자발적이다. 이들은 **모든 온도에서 비자발적**이라는 조건을 만족하지 않는다.

NoteBase

**문 18. 25 °C에서 수산화 알루미늄 [$Al(OH)_3$]의 용해도곱 상수 (Ksp)가 $3.0 \times 10^{-34}$이라면 pH 10으로 완충된 용액에서 $Al(OH)_3(s)$의 용해도는 얼마인가?**

① $3.0 \times 10^{-22}$ M

② $3.0 \times 10^{-17}$ M

③ $1.73 \times 10^{-17}$ M

④ $3.0 \times 10^{-4}$ M

**정답 1번**

**간단한 해설**

pH 10인 완충 용액에서는 **수산화 이온 농도가 일정**하며, $[OH^-] = 10^{-4}$M이다. 용해도곱을 이 농도의 세제곱으로 나누면 수산화 알루미늄의 용해도는 $3.0 \times 10^{-22}$M이다.

**계산 과정**

1. 수산화 이온 농도: 25 °C에서 pH + pOH = 14.00이므로 pOH = 14.00 − 10.00 = 4.00이다. 따라서 $[OH^-] = 10^{-4}$M이다. **pH가 완충되어 있으므로** 이 농도를 용해도 계산에 그대로 사용한다.

2. 용해도와 용해도곱의 관계: 용해 평형은 $Al(OH)_3(s) \rightleftharpoons Al^{3+} + 3OH^-$이다. 고체는 용해도곱 식에 넣지 않으며, 수산화 이온 농도에는 반응 계수 3이 지수로 붙어 $K_{sp} = [Al^{3+}][OH^-]^3$이 된다. 몰 용해도를 s라고 하면 $Al(OH)_3$ 1몰당 알루미늄 이온 1몰이 생기므로 $[Al^{3+}] = s$이다. 수산화 이온 농도는 완충 용액의 pH로 정해지므로 **이를 3s로 놓지 않는다**.

3. 용해도 계산: $s = \frac{K_{sp}}{[OH^-]^3}$에 주어진 값을 대입한다. $s = \frac{3.0 \times 10^{-34}}{(10^{-4})^3} = 3.0 \times 10^{-22}$M이다. 이는 용액 1 L에 녹는 $Al(OH)_3$의 양이 $3.0 \times 10^{-22}$mol이라는 뜻이며, ①의 값과 일치한다.

NoteBase

**문 19. 성층권에서 $CFCl_3$와 같은 클로로플루오로탄소는 다음의 반응들에 의해 오존을 파괴한다. 여기에서 $Cl$과 $ClO$의 역할을 올바르게 짝지은 것은?**

$$CFCl_3 \rightarrow CFCl_2 + Cl$$
$$Cl + O_3 \rightarrow ClO + O_2$$
$$ClO + O \rightarrow Cl + O_2$$

① ($Cl$, $ClO$) = (촉매, 촉매)

② ($Cl$, $ClO$) = (촉매, 반응 중간체)

③ ($Cl$, $ClO$) = (반응 중간체, 촉매)

④ ($Cl$, $ClO$) = (반응 중간체, 반응 중간체)

**정답 2번**

**간단한 해설**

$Cl$은 오존 분해 과정에서 소모된 뒤 **다시 생성되는 촉매**이다. $ClO$는 한 단계에서 생성되고 다음 단계에서 소모되는 **반응 중간체**이다.

**구성 요소별 해설**

첫째 반응은 오존 분해에 참여할 $Cl$을 공급한다. 오존을 분해하면서 $Cl$을 재생하는 촉매 순환은 둘째 반응과 셋째 반응으로 이루어진다.

$Cl$: 촉매는 반응에 참여하여 반응 속도를 높이지만, 반응 과정에서 재생되어 전체적으로 소모되지 않는 물질이다. $Cl$은 둘째 반응에서 $O_3$와 반응하여 소모되지만, 셋째 반응에서 **같은 양이 다시 생성**된다. 따라서 재생된 $Cl$은 다시 오존 분해에 참여할 수 있다. 첫째 반응에서 처음 공급되었다는 사실과 오존 분해 순환에서 촉매로 작용한다는 사실을 구분해야 한다.

$ClO$: 반응 중간체는 반응 도중 생성되었다가 뒤의 단계에서 소모되는 물질이다. $ClO$는 둘째 반응의 생성물이며, 셋째 반응에서는 $O$와 반응하여 **소모되는 반응물**이다. 따라서 오존 분해 순환에서 반응 중간체로 작용한다.

둘째 반응과 셋째 반응을 더하면 $Cl$과 $ClO$가 소거되어 $O_3 + O \rightarrow 2O_2$가 남는다. 두 물질 모두 순반응식에는 나타나지 않지만, 순환에서 소모·생성되는 순서가 다르다. $Cl$은 촉매, $ClO$는 반응 중간체이므로 이 조합은 ②에 해당한다.

NoteBase

**문 20. 다음 갈바니 전지 반응에 대한 표준자유에너지변화($\Delta G^\circ$)는 얼마인가? (단, $E^0(Zn^{2+}) = -0.76V$, $E^0(Cu^{2+}) = 0.34V$이고, F=96,500C/mole$^-$, V=J/C)**

$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$$

① −212.3kJ

② −106.2kJ

③ −81.1kJ

④ −40.5kJ

**정답 1번**

**간단한 해설**

아연이 산화되고 구리 이온이 환원되므로 표준전지전위는 1.10 V이며, **이동하는 전자는 2 mol**이다.
표준자유에너지변화는 $\Delta G^\circ = -nFE^\circ_{cell}$에 따라 −212.3 kJ이다.

**계산 과정**

1. 전자 이동량: 아연의 산화 반쪽 반응은 $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$이고, 구리 이온의 환원 반쪽 반응은 $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$이다. 두 반쪽 반응을 합하면 제시된 전체 반응이 되며, **전체 반응 1 mol당 전자 2 mol이 이동**하므로 $n = 2$이다. 양쪽 반쪽 반응의 전자 수를 더해 4로 계산하지 않는다.

2. 표준전지전위: 주어진 값은 표준환원전위이므로 **환원 전극의 값에서 산화 전극의 값을 뺀다**. 구리 전극에서 환원되고 아연 전극에서 산화되므로 $E^\circ_{cell} = 0.34 - (-0.76) = 1.10V$이다.

3. 표준자유에너지변화: 전지 반응에서 얻을 수 있는 최대 전기적 일과 자유에너지의 관계는 $\Delta G^\circ = -nFE^\circ_{cell}$이다. 여기서 $nF$는 이동하는 전자의 총전하량으로, 2 × 96,500 = 193,000 C이다. 따라서 자유에너지변화는 −193,000 × 1.10 = −212,300 J이다. C와 V를 곱하면 J가 되고, 1 kJ = 1,000 J이므로 −212.3 kJ이다. **양의 전지전위에 대응하여 자유에너지변화는 음수**가 된다.

계산한 −212.3 kJ는 ①의 값과 일치한다.

NoteBase