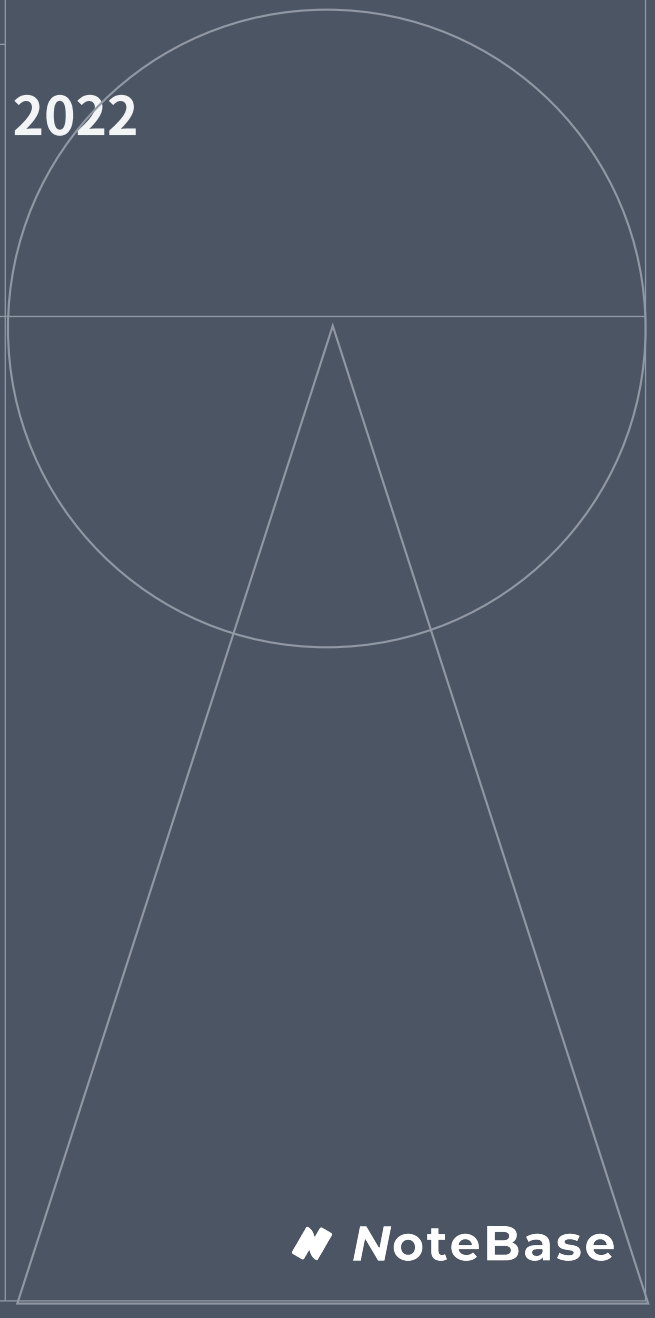
기출OX 해설집

공무원/지방직/9급 · 화학 · 2022



NoteBase

기출OX 해설집

공무원/지방직/9급 · 화학 · 2022

공무원/지방직/9급 · 화학 · 2022

문 1. 다음 중 극성 분자에 해당하는 것은?

① CO_2

② BF_3

③ PCl_5

④ CH_3Cl

정답 4번

간단한 해설

CH_3Cl은 탄소를 중심으로 정사면체 구조를 이루지만, 세 H와 한 Cl이 결합하므로 **결합 쌍극자 모멘트가 완전히 상쇄되지 않는다**. 따라서 분자 전체에 쌍극자 모멘트가 남는 극성 분자이다.

선지별 해설

극성 분자는 분자 전체의 쌍극자 모멘트가 0이 아닌 분자이다. 결합의 극성뿐 아니라 분자 구조를 함께 살펴, 각 결합 쌍극자 모멘트의 벡터 합이 0인지 판단한다.

① X: CO_2는 O–C–O가 일직선으로 놓이는 **직선형 구조**이다. 두 C–O 결합은 각각 극성이 있지만, 결합 쌍극자 모멘트의 크기가 같고 방향이 반대여서 서로 상쇄된다. 따라서 극성 분자가 아니라 무극성 분자이다.

② X: BF_3는 B를 중심으로 세 F가 120° 간격으로 배치된 **평면 삼각형 구조**이다. 세 B–F 결합의 쌍극자 모멘트가 대칭적으로 상쇄되어 분자 전체의 쌍극자 모멘트는 0이다. 따라서 무극성 분자이다.

③ X: PCl_5 분자는 **삼각쌍뿔형 구조**이다. 평면에 놓인 세 P–Cl 결합의 쌍극자 모멘트는 120° 간격으로 배치되어 상쇄되고, 위아래 축 방향의 두 결합 쌍극자 모멘트도 서로 반대 방향이어서 상쇄된다. 따라서 무극성 분자이다.

④ O: CH_3Cl은 C를 중심으로 H 세 개와 Cl 한 개가 결합한 정사면체 구조이다. Cl은 C보다 전기음성도가 커서 C–Cl 결합의 전자쌍을 더 강하게 끌어당긴다. 세 C–H 결합과 한 C–Cl 결합의 쌍극자 모멘트를 합하면 **Cl 쪽으로 향하는 쌍극자 모멘트가 남는다**. 따라서 극성 분자이다.

NoteBase

문 2. 이상 기체 (가), (나)의 상태가 다음과 같을 때, P는?

기체	양[mol]	온도[K]	부피[L]	압력[atm]
(가)	n	300	1	1
(나)	n	600	2	P

① 0.5

② 1

③ 2

④ 4

정답 2번

간단한 해설

두 기체의 몰수가 같을 때 압력은 절대온도에 비례하고 부피에 반비례한다. (나)는 (가)보다 **절대온도와 부피가 모두 2배**이므로 압력은 변하지 않아 1 atm이다.

계산 과정

표에서 (가)와 (나)의 기체 양은 모두 n mol이다. (가)는 300 K, 1 L, 1 atm이고, (나)는 600 K, 2 L이며 압력을 구해야 한다. 온도가 이미 절대온도인 K로 주어졌으므로 온도 환산은 필요 없다.

이상 기체 상태 방정식은 $pV = nRT$이다. 여기서 p는 압력, V는 부피, n은 몰수, R은 기체 상수, T는 절대온도이다. 두 기체는 **몰수가 같으므로** $\frac{pV}{T} = nR$의 값이 같다. 따라서 p_나p_가=T_나T_가·V_가V_나로 압력을 비교할 수 있다.

주어진 값을 대입하면 p_나p_가=(600)/(300)·(1)/(2)=1이다. 절대온도가 2배가 되어 압력을 높이는 효과와 부피가 2배가 되어 압력을 낮추는 효과가 상쇄된다. 따라서 (나)의 압력도 1 atm이며, 표의 P는 1로 ②에 해당한다.

NoteBase

문 3. X가 녹아 있는 용액에서, X의 농도에 대한 설명으로 옳지 않은 것은?

① 몰 농도 [M]는 X의 몰(mol) 수용액의 부피[L]이다.

② 몰랄 농도 [m]는 X의 몰(mol) 수용매의 질량[kg]이다.

③ 질량 백분율[%]은 X의 질량용매의 질량×100이다.

④ 1 ppm 용액과 1,000 ppb 용액은 농도가 같다.

정답 3번

간단한 해설

질량 백분율은 용질 X의 질량을 **용액 전체의 질량**으로 나누고 100을 곱한 값이다. 용액의 질량은 용질과 용매의 질량을 합한 것이므로, 분모를 용매의 질량으로 두면 안 된다.

선지별 해설

① O: 몰 농도는 **용액 1 L에 녹아 있는 용질의 몰수**를 나타낸다. 따라서 X의 몰수를 용액의 부피(L)로 나눈 값이며, 단위는 mol/L 또는 M이다.

② O: 몰랄 농도는 **용매 1 kg에 녹아 있는 용질의 몰수**를 나타낸다. 따라서 X의 몰수를 용매의 질량(kg)으로 나눈 값이며, 단위는 mol/kg 또는 m이다. 몰 농도와 달리 분모가 용액의 부피가 아니라 용매의 질량이다.

③ X: 질량 백분율의 분모는 용매의 질량이 아니라 **용액의 질량**이다. 용액은 용질과 용매로 이루어지므로, 두 질량을 합한 전체 질량 중 X가 차지하는 비율을 구해야 한다. 따라서 질량 백분율(%)은 X의 질량용액의 질량×100이며, 분자와 분모의 질량 단위는 같게 맞춘다.

④ O: ppm은 전체 양의 100만분의 1을, ppb는 10억분의 1을 나타낸다. 같은 농도 기준에서 **1 ppm = 1,000 ppb**이므로, 두 용액의 농도는 같다.

NoteBase

문 4. 화학 결합과 분자 간 힘에 대한 설명으로 옳은 것은?

① 메테인(CH_4)은 공유 결합으로 이루어진 극성 물질이다.

② 이온 결합 물질은 상온에서 항상 액체 상태이다.

③ 이온 결합 물질은 액체 상태에서 전류가 흐르지 않는다.

④ 비극성 분자 사이에는 분산력이 작용한다.

정답 4번

간단한 해설

비극성 분자도 전자 분포가 순간적으로 치우치면 일시적인 쌍극자가 생긴다. 이 쌍극자가 이웃 분자의 전자 분포를 변화시켜 생기는 인력이 **분산력**이다.

선지별 해설

① X: 메테인(CH_4)은 공유 결합으로 이루어져 있지만 **비극성 분자**이다. 네 개의 C–H 결합이 탄소를 중심으로 정사면체 모양으로 대칭적으로 배치되어 결합의 쌍극자 모멘트가 서로 상쇄되기 때문이다. 공유 결합 물질이라고 해서 모두 극성을 띠는 것은 아니다.

② X: 이온 결합 물질은 양이온과 음이온 사이의 강한 정전기적 인력 때문에 상온에서 **대체로 고체 상태**로 존재한다. 예를 들어 염화 나트륨은 상온에서 이온들이 규칙적으로 배열된 고체이므로, '항상 액체 상태'라는 설명은 성립하지 않는다.

③ X: 이온 결합 물질이 녹아 액체 상태가 되면 **이온이 자유롭게 이동**하며 전하를 운반하므로 전류가 흐른다. 고체 상태에서는 이온들이 결정 내의 자리에 묶여 있어 전류가 흐르기 어렵다는 점과 구별해야 한다.

④ O: 비극성 분자는 영구적인 쌍극자를 갖지 않지만, 전자의 운동으로 전자 분포가 순간적으로 불균일해지면 일시적인 쌍극자가 생긴다. 이것이 이웃 분자에 쌍극자를 유도하여 생기는 인력이 **분산력**이므로, 비극성 분자 사이에도 분산력이 작용한다.

NoteBase

문 5. 수소(H_2)와 산소(O_2)가 반응하여 물(H_2O)을 만들 때, 1 mol의 산소(O_2)와 반응하는 수소의 질량[g]은? (단, H의 원자량은 1이다)

① 2

② 4

③ 8

④ 16

정답 2번

간단한 해설

물 생성 반응에서 **수소와 산소의 몰수비는 2 : 1**이다. 산소 1 mol과 반응하는 수소는 2 mol이며, 수소의 몰질량은 2 g/mol이므로 필요한 수소의 질량은 4 g이다.

계산 과정

물 생성 반응식은 $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$이다. 이 식은 반응 전후 수소 원자와 산소 원자의 수가 각각 같도록 계수를 맞춘 것이다. **반응식의 계수비는 몰수비**이므로, 산소 1 mol과 반응하는 수소는 2 mol이다.

H의 원자량은 1이고, 수소 분자 H_2에는 H 원자가 2개 들어 있다. 따라서 수소의 몰질량은 $2 \times 1 = 2$ g/mol이다. 이는 **수소 분자 1 mol의 질량이 2 g**이라는 뜻이다.

질량은 $m = nM$으로 구한다. 여기서 n은 몰수, M은 몰질량이다. 필요한 수소의 질량은 $2\ \text{mol} \times 2\ \text{g/mol} = 4$ g이며, 선택지 ②의 4에 해당한다.

NoteBase

문 6. 황(S)의 산화수가 나머지와 다른 것은?

① H_2S

② SO_3

③ $PbSO_4$

④ H_2SO_4

정답 1번

간단한 해설

H_2S에서 황의 산화수는 **−2**이고, 나머지 물질에서는 모두 **+6**이다. 수소는 +1, 산소는 −2로 두고 원자별 산화수의 합을 계산하면 이 차이가 드러난다.

선지별 해설

산화수는 결합 전자를 전기음성도가 큰 원자에 모두 배정한다고 가정했을 때 원자가 갖는 형식적인 전하이다. 중성 화합물에서는 모든 원자의 산화수 합이 0이고, 다원자 이온에서는 이온의 전하와 같다. 이 문항의 화합물에서 수소는 +1, 산소는 −2이며, 황의 산화수를 x로 두고 비교한다.

① H_2S: 수소 2개의 산화수 합이 +2이므로 $2(+1)+x=0$에서 $x=-2$이다. 황의 산화수는 **−2**이다.

② SO_3: 산소 3개의 산화수 합이 −6이므로 $x+3(-2)=0$에서 $x=+6$이다. 황의 산화수는 +6이다.

③ $PbSO_4$: 황산 이온 SO_4^{2-}에서 원자들의 산화수 합은 **이온의 전하인 −2**이다. 따라서 $x+4(-2)=-2$에서 $x=+6$이다. 황산 이온 전체의 전하 −2와 그 안의 황의 산화수 +6을 구별해야 한다.

④ H_2SO_4: 수소 2개의 산화수 합은 +2, 산소 4개의 산화수 합은 −8이다. $2(+1)+x+4(-2)=0$에서 $x=+6$이므로 황의 산화수는 +6이다.

②·③·④에서는 황의 산화수가 모두 +6이지만, ①에서는 −2이므로 나머지와 다르다.

NoteBase

문 7. 원자에 대한 설명으로 옳은 것만을 모두 고르면?

ㄱ. 양성자는 음의 전하를 띤다.
ㄴ. 중성자는 원자 크기의 대부분을 차지한다.
ㄷ. 전자는 원자핵의 바깥에 위치한다.
ㄹ. 원자량은 ^{12}C 원자의 질량을 기준으로 정한다.

① ㄱ, ㄴ
② ㄱ, ㄷ
③ ㄴ, ㄹ
④ ㄷ, ㄹ

정답 4번

간단한 해설

전자는 **원자핵 바깥**에 분포하며, 원자량은 **^{12}C 원자의 질량**을 기준으로 정한 상대적인 값이다.

보기별 해설

ㄱ. X: 양성자는 **양의 전하**를 띠며 원자핵을 구성한다. 음의 전하를 띠는 입자는 전자이다.

ㄴ. X: 중성자는 양성자와 함께 작은 원자핵 안에 있다. 원자 크기의 대부분을 차지하는 영역은 **전자가 분포하는 원자핵 바깥의 공간**이다. 원자 질량의 대부분이 원자핵에 집중된다는 사실과 원자의 크기를 구별해야 한다.

ㄷ. O: 전자는 **원자핵 바깥의 오비탈**에 분포한다. 오비탈은 전자를 발견할 확률을 나타내는 공간적 분포를 설명하며, 전자는 양성자·중성자처럼 원자핵의 구성 입자가 아니다.

ㄹ. O: 원자량은 **^{12}C 원자 1개 질량의 1/12**을 기준으로 나타낸 상대적인 질량이다. 따라서 기준이 되는 ^{12}C의 상대 원자 질량은 12이며, 원자량 자체에는 단위가 없다.

옳은 보기는 ㄷ과 ㄹ이며, 이 조합은 ④에 해당한다.

NoteBase

문 8. 다음 중 온실 효과가 가장 작은 것은?

① CO_2

② CH_4

③ C_2H_5OH

④ Hydrofluorocarbons(HFCs)

정답 3번

간단한 해설

에탄올(C_2H_5OH)은 대기에서 산화·제거되어 **대기 수명이 수일 정도로 짧다**. 따라서 장기간 축적되는 주요 온실기체들과 비교하면 직접적인 온실 효과가 작다.

선지별 해설

온실 효과는 대기 중 기체가 지표에서 방출되는 적외선을 흡수하여 열이 우주로 빠져나가는 것을 줄이는 현상이다. 각 물질의 영향을 비교할 때는 적외선 흡수 능력뿐 아니라 대기 중 농도와 머무는 시간도 함께 고려한다.

① 이산화탄소(CO_2): 지표가 방출하는 적외선을 흡수하며, 배출된 양의 일부가 **대기 중에 장기간 남아** 온난화에 기여한다. 대표적인 온실기체이므로 온실 효과가 가장 작은 물질로 볼 수 없다.

② 메테인(CH_4): 적외선을 흡수하는 온실기체이다. 대기 수명은 이산화탄소의 장기적인 영향에 비해 짧지만, **같은 질량을 배출했을 때 100년 동안의 온난화 영향**은 이산화탄소보다 크다.

③ 에탄올(C_2H_5OH): 대기에서 하이드록실 라디칼(OH)과 반응하여 산화되고 침적 등으로 제거된다. **대기 수명이 수일 정도로 짧아** 장기간 축적되기 어려우므로, 다른 후보들에 비해 직접적인 온실 효과가 작다. 이는 에탄올이 적외선을 전혀 흡수하지 않는다는 뜻은 아니다.

④ 수소불화탄소류(HFCs): 탄소·수소·플루오린으로 이루어진 물질군으로, 적외선을 효과적으로 흡수한다. 물질에 따라 대기 수명과 온난화 영향은 다르지만, 다수의 HFC는 **같은 질량의 이산화탄소보다 큰 온난화 영향**을 나타낸다.

따라서 네 후보 중 온실 효과가 가장 작은 것은 ③의 에탄올이다.

NoteBase

문 9. 중성 원자 X~Z의 전자 배치이다. 이에 대한 설명으로 옳은 것은? (단, X~Z는 임의의 원소 기호이다.)

X: $1s^2 2s^1$
Y: $1s^2 2s^2$
Z: $1s^2 2s^2 2p^4$

① 최외각 전자의 개수는 Z > Y > X 순이다.

② 전기음성도의 크기는 Z > X > Y 순이다.

③ 원자 반지름의 크기는 X > Z > Y 순이다.

④ 이온 반지름의 크기는 $Z^{2-} > Y^{2+} > X^{+}$ 순이다.

정답 1번

간단한 해설

최외각 전자는 가장 바깥 전자껍질에 있는 전자이다. X·Y·Z는 모두 두 번째 전자껍질이 최외각이며, 그 전자 수가 각각 **1개·2개·6개**이므로 Z > Y > X 순이다.

선지별 해설

중성 원자는 전자 수와 원자 번호가 같다. 주어진 전자 배치의 전자 수는 X가 3개, Y가 4개, Z가 8개이므로 각각 리튬(Li), 베릴륨(Be), 산소(O)이다. 세 원소는 모두 2주기에 속한다.

① O: 최외각 전자는 가장 바깥 전자껍질의 전자이다. X는 $2s^1$의 1개, Y는 $2s^2$의 2개, Z는 $2s^2 2p^4$의 6개가 최외각 전자이다. Z에서는 **2s와 2p의 전자를 모두 합해야** 하므로 최외각 전자 수는 Z > Y > X 순이다.

② X: 전기음성도는 화학 결합에서 공유 전자쌍을 끌어당기는 정도이다. 같은 주기에서는 대체로 오른쪽으로 갈수록 유효 핵전하가 커져 전기음성도가 증가한다. Li, Be, O 순으로 오른쪽에 있으므로 올바른 순서는 **Z > Y > X**이다. X와 Y의 순서가 바뀌었다.

③ X: 같은 주기에서는 전자껍질 수가 같고, 오른쪽으로 갈수록 유효 핵전하가 커져 전자들이 핵에 더 강하게 끌린다. 따라서 원자 반지름은 Li > Be > O, 즉 **X > Y > Z** 순이다. Z가 Y보다 크다는 부분을 반대로 고쳐야 한다.

④ X: Z^{2-}는 전자가 10개로 두 번째 전자껍질까지 차 있지만, X^{+}와 Y^{2+}는 모두 전자가 2개인 $1s^2$ 배치이므로 Z^{2-}의 반지름이 가장 크다. 전자 배치가 같은 두 양이온은 **핵전하가 클수록 반지름이 작다**. Y의 양성자 수는 4개로 X의 3개보다 많으므로 Y^{2+}가 X^{+}보다 작다. 올바른 순서는 $Z^{2-} > X^{+} > Y^{2+}$이다.

NoteBase

문 10. 2~4주기 알칼리 원소에서 원자 번호의 증가와 함께 나타나는 변화로 옳은 것은?

① 전기음성도가 작아진다.

② 정상 녹는점이 높아진다.

③ 25 °C, 1 atm에서 밀도가 작아진다.

④ 원자가 전자의 개수가 커진다.

정답 1번

간단한 해설

Li → Na → K로 갈수록 전자 껍질 수가 늘고 원자 반지름이 커진다. 이에 따라 결합 전자를 끌어당기는 **전기음성도가 작아진다**.

선지별 해설

① O: 2~4주기의 알칼리 원소는 각각 리튬(Li), 나트륨(Na), 칼륨(K)이며, 원자 번호는 이 순서로 증가한다. 전기음성도는 원자가 화학 결합에서 공유 전자쌍을 끌어당기는 능력이다. Li → Na → K로 갈수록 전자 껍질 수와 원자 반지름이 증가하고 내부 전자의 가림 효과가 커져, **공유 전자쌍을 끌어당기는 힘이 약해진다**. 따라서 전기음성도는 작아진다.

② X: 정상 녹는점은 1 atm에서의 녹는점이다. Li → Na → K로 갈수록 원자 크기가 커지고 금속 결합이 약해져, 고체의 결합을 느슨하게 만드는 데 필요한 에너지가 줄어든다. 따라서 정상 녹는점은 높아지는 것이 아니라 **낮아진다**.

③ X: 25 °C, 1 atm에서 밀도의 크기는 Li < K < Na이다. 따라서 **Li에서 Na로 갈 때는 밀도가 증가**하고, Na에서 K로 갈 때는 감소한다. 원자 번호가 증가할수록 계속 작아지는 변화가 아니다. 밀도는 단위 부피당 질량이므로 원자의 질량뿐 아니라 원자가 차지하는 부피도 함께 고려해야 한다.

④ X: Li, Na, K는 모두 1족 원소로 최외각 전자 껍질에 전자가 하나씩 있다. 원자 번호가 증가하면 전체 전자 수와 전자 껍질 수는 증가하지만, **원자가 전자 수는 모두 1개**로 일정하다.

NoteBase

문 11. 이온화 에너지에 대한 설명으로 옳은 것만을 모두 고르면?

ㄱ. 1차 이온화 에너지는 기체 상태 중성 원자에서 전자 1개를 제거하는 데 필요한 에너지이다.
ㄴ. 1차 이온화 에너지가 큰 원소일수록 양이온이 되기 쉽다.
ㄷ. 순차적 이온화 과정에서 2차 이온화 에너지는 1차 이온화 에너지보다 크다.

① ㄱ, ㄴ
② ㄱ, ㄷ
③ ㄴ, ㄷ
④ ㄱ, ㄴ, ㄷ

정답 2번

간단한 해설

1차 이온화 에너지가 크다는 것은 **전자를 떼어 내기 어렵다**는 뜻이므로, 양이온이 되기 쉽다는 ㄴ의 설명은 반대이다.

보기별 해설

ㄱ. O: 1차 이온화 에너지는 **기체 상태의 중성 원자**에서 첫 번째 전자 1개를 제거하는 데 필요한 에너지이다. 전자는 원자핵의 인력을 받으므로, 원자로부터 떼어 내려면 에너지를 공급해야 한다.

ㄴ. X: 양이온은 원자에서 전자를 잃어 형성된다. 1차 이온화 에너지가 클수록 전자 1개를 제거하는 데 더 많은 에너지가 필요하므로, **양이온이 되기 어렵다**로 고쳐야 한다.

ㄷ. O: 2차 이온화 에너지는 이미 전자 1개를 잃은 +1가 기체 양이온에서 전자 1개를 더 제거하는 데 필요한 에너지이다. 첫 번째 전자를 잃어도 원자핵의 전하는 그대로이고 전자 사이의 반발은 줄어들어, 남은 전자는 원자핵에 더 강하게 붙잡힌다. 따라서 같은 원소의 순차적 이온화에서는 **2차 이온화 에너지가 1차 이온화 에너지보다 크다**.

옳은 보기는 ㄱ과 ㄷ이며, 이는 ②의 조합에 해당한다.

NoteBase

문 12. 고체 알루미늄(Al)은 면심 입방(*fcc*) 구조이고, 고체 마그네슘(Mg)은 육방 조밀 쌓임(*hcp*) 구조이다. 이에 대한 설명으로 옳지 않은 것은?

① Al의 구조는 입방 조밀 쌓임(*ccp*)이다.

② Al의 단위 세포에 포함된 원자 개수는 4이다.

③ 원자의 쌓임 효율은 Al과 Mg가 같다.

④ 원자의 배위수는 Mg가 Al보다 크다.

정답 4번

간단한 해설

④의 'Mg가 Al보다 크다'는 설명과 달리, 두 구조의 **배위수는 모두 12**이다. fcc와 hcp는 층이 쌓이는 순서는 다르지만, 한 원자에 가장 가까이 이웃한 원자의 수는 같다.

선지별 해설

① O: 면심 입방(fcc) 구조는 조밀한 원자층을 **ABCABC… 순서**로 쌓은 입방 조밀 쌓임(ccp)과 같은 구조이다. 따라서 fcc 구조인 Al은 ccp 구조이다.

② O: fcc 단위 세포에는 꼭짓점 8곳과 면 중심 6곳에 원자가 있다. 꼭짓점 원자는 8개 단위 세포가, 면 중심 원자는 2개 단위 세포가 공유하므로 각각 1/8개와 1/2개씩 기여한다. 단위 세포에 포함된 원자 수는 $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$이다.

③ O: 쌓임 효율은 전체 부피 중 원자가 차지하는 부피의 비율이다. 원자를 같은 크기의 단단한 구로 보는 이상적인 모형에서 fcc와 hcp는 모두 **조밀 쌓임**이며, 쌓임 효율은 약 74%로 같다. 두 구조는 층의 쌓임 순서가 각각 ABCABC…와 ABAB…로 다를 뿐, Al과 Mg의 쌓임 효율은 같다.

④ X: 배위수는 한 원자에 가장 가까이 이웃한 원자의 수이다. fcc와 hcp 모두 한 원자 주위에 같은 층의 원자 6개, 바로 위층의 원자 3개, 바로 아래층의 원자 3개가 이웃한다. 따라서 Al과 Mg의 **배위수는 모두 12**이며, 'Mg가 Al보다 크다'는 'Mg와 Al이 같다'로 고쳐야 한다.

NoteBase

문 13. 화학 반응 속도에 대한 설명으로 옳지 않은 것은?

① 1차 반응의 반응 속도는 반응물의 농도에 의존한다.

② 다단계 반응의 속도 결정 단계는 반응 속도가 가장 빠른 단계이다.

③ 정촉매를 사용하면 전이 상태의 에너지 준위는 낮아진다.

④ 활성화 에너지가 0보다 큰 반응에서, 반응 속도 상수는 온도가 높을수록 크다.

정답 2번

간단한 해설

속도 결정 단계는 다단계 반응에서 **전체 반응 속도를 제한하는 느린 단계**이다. 따라서 '반응 속도가 가장 빠른 단계'라는 표현은 '가장 느린 단계'로 고쳐야 한다.

선지별 해설

① O: 반응물 A에 대한 1차 반응의 속도식은 $v = k[A]$이다. 여기서 v는 반응 속도, k는 반응 속도 상수, [A]는 반응물 A의 농도이다. 온도가 일정하여 k가 같으면 반응 속도는 **반응물의 농도에 비례**하므로, 농도가 2배가 되면 반응 속도도 2배가 된다.

② X: 다단계 반응의 속도 결정 단계는 **반응 속도가 가장 느린 단계**이다. 빠른 단계들이 진행되더라도 느린 단계를 통과하는 데 시간이 걸리므로, 이 단계가 전체 반응의 진행 속도를 제한한다. 선지의 '가장 빠른 단계'는 '가장 느린 단계'로 고쳐야 한다.

③ O: 전이 상태는 반응물이 생성물로 바뀌는 도중 거치는 불안정한 고에너지 상태이다. 정촉매는 **활성화 에너지가 더 작은 반응 경로**를 제공한다. 반응물의 에너지는 그대로인 채 새 경로의 전이 상태 에너지 준위가 낮아지므로, 반응물이 넘어야 할 에너지 장벽이 작아져 반응이 빨라진다.

④ O: 아레니우스 식은 $k = Ae^{-E_a/(RT)}$이다. A는 빈도 인자, E_a는 활성화 에너지, R은 기체 상수, T는 절대 온도이다. 같은 반응에서 A를 일정하게 볼 때, **활성화 에너지가 양수**이면 온도가 높아질수록 지수 $-E_a/(RT)$가 덜 음수가 되어 반응 속도 상수 k가 커진다. 이는 활성화 에너지 이상의 에너지를 가진 입자의 비율이 증가하는 것과 연결된다.

NoteBase

문 14. $Ba(OH)_2$ **0.1 mol이 녹아 있는 10 L의 수용액에서** H_3O^+ **이온의 몰 농도[M]는? (단, 온도는 25 °C이다)**

① 1×10^{-13}

② 5×10^{-13}

③ 1×10^{-12}

④ 5×10^{-12}

정답 2번

간단한 해설

수산화 바륨은 물에 녹으면 1 mol당 **수산화 이온 2 mol**을 내놓으므로 수산화 이온의 몰 농도는 0.02 M이다. 25 °C에서 물의 이온곱을 적용하면 하이드로늄 이온의 몰 농도는 5×10^{-13}M이다.

계산 과정

1. 해리되는 이온의 양: 수산화 바륨은 강염기이므로 물에 녹은 양이 완전히 해리한다고 본다. 해리식은 $Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$이므로, **수산화 이온의 몰수는 수산화 바륨의 2배**이다. 따라서 수산화 바륨 0.1 mol에서 생기는 수산화 이온은 $2 \times 0.1 = 0.2$ mol이다.

2. 수산화 이온의 몰 농도: 몰 농도는 용질의 몰수를 용액의 부피(L)로 나눈 값이다. 용액의 부피가 10 L이므로 $[OH^-] = \frac{0.2\text{mol}}{10\text{L}} = 0.02\text{M}$이다. 이 농도에서는 물의 자동 이온화가 더하는 수산화 이온의 양을 무시할 수 있다.

3. 하이드로늄 이온의 몰 농도: **25 °C에서 물의 이온곱**은 $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$이다. 따라서 $[H_3O^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{0.02} = 5 \times 10^{-13}\text{M}$이다.

구한 하이드로늄 이온의 몰 농도 5×10^{-13}M은 ②의 값에 해당한다.

NoteBase

문 15. 오존(O_3)에 대한 설명으로 옳지 않은 것은?

① 공명 구조를 갖는다.

② 분자의 기하 구조는 굽은형이다.

③ 색깔과 냄새가 없다.

④ 산소(O_2)보다 산화력이 더 강하다.

정답 3번

간단한 해설

오존은 **옅은 푸른색**을 띠고 **특유의 자극적인 냄새**가 나는 기체이다. 따라서 '색깔과 냄새가 없다'는 설명은 오존의 성질과 맞지 않는다.

선지별 해설

① O: 오존은 이중 결합의 위치가 서로 다른 두 루이스 구조로 나타낼 수 있다. 실제 분자는 어느 한 구조로 고정되거나 두 구조 사이를 오가는 것이 아니라, 전자가 여러 원자에 걸쳐 퍼져 있는 **공명 혼성체**이다. 따라서 두 산소–산소 결합은 동등하다.

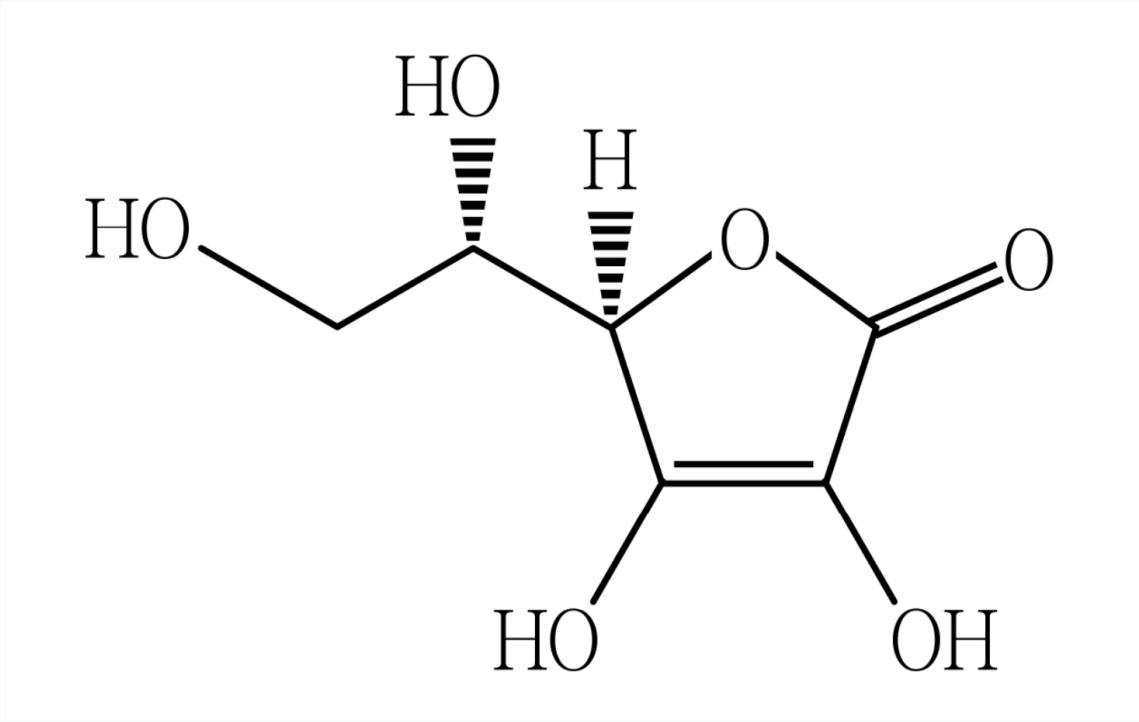
② O: 중심 산소 원자에는 두 결합 영역과 한 비공유 전자쌍이 있다. 세 전자 영역은 평면 삼각형으로 배치되지만, 분자의 기하 구조는 원자의 위치를 기준으로 정하므로 **굽은형**이다.

③ X: 오존은 상온에서 **옅은 푸른색을 띠며 특유의 자극적인 냄새**가 나는 기체이다. 따라서 '색깔과 냄새가 없다'는 표현은 '옅은 푸른색을 띠고 자극적인 냄새가 있다'로 고쳐야 한다.

④ O: 산화제는 다른 물질로부터 전자를 받아 자신은 환원되고, 상대 물질을 산화시킨다. 오존은 **산소보다 강한 산화제**이므로 다른 물질을 산화시키는 능력이 더 크며, 이러한 성질을 살균과 표백에 이용한다.

NoteBase

문 16. 다음 분자에 대한 설명으로 옳지 않은 것은?



① 이중 결합의 개수는 2이다.

② sp^3 혼성을 갖는 탄소 원자의 개수는 3이다.

③ 산소 원자는 모두 sp^3 혼성을 갖는다.

④ 카이랄 중심인 탄소 원자의 개수는 2이다.

정답 3번

간단한 해설

카보닐기(C=O)의 산소는 π 결합에 필요한 p 오비탈을 남기는 sp^2 **혼성**을 갖는다. 따라서 산소 원자가 모두 sp^3 혼성을 갖는다는 설명은 성립하지 않는다.

NoteBase

선지별 해설

① O: 구조식의 고리 아래쪽에 C=C가 1개, 오른쪽 위에 C=O가 1개 있다. 두 결합을 합하면 **이중 결합은 총 2개**이다.

② O: 이중 결합에 참여하는 탄소는 C=C의 탄소 2개와 C=O의 탄소 1개로, 모두 sp^2 혼성이다. 나머지는 왼쪽 끝의 하이드록시메틸기 탄소, 그 오른쪽에서 OH가 붙은 탄소, 고리에서 H가 점선 쐐기로 표시된 탄소이다. 이 3개는 각각 **단일 결합 4개를 형성**하므로 sp^3 혼성을 갖는다.

③ X: 오른쪽 위 C=O의 산소는 sp^2 **혼성**을 갖는다. 이 산소는 혼성 오비탈로 σ 결합 1개를 형성하고 비공유 전자쌍 2개를 수용하며, 혼성화되지 않은 p 오비탈로 π 결합에 참여한다. 따라서 모든 산소가 sp^3 혼성이라는 표현은 잘못이다.

④ O: 카이랄 중심인 탄소는 **서로 다른 네 치환기에 결합한 사면체 탄소**이다. 왼쪽 곁사슬에서 OH가 점선 쐐기로 표시된 탄소에는 OH, H, 하이드록시메틸기, 고리 쪽 치환기가 결합한다. 고리에서 H가 점선 쐐기로 표시된 탄소에도 H, 곁사슬, 산소로 이어지는 고리 경로, 탄소로 이어지는 고리 경로가 결합하여 네 치환기가 서로 다르다. 왼쪽 끝 탄소에는 H가 2개 붙어 있고, 이중 결합의 탄소들은 사면체 탄소가 아니므로 카이랄 중심은 이 두 탄소뿐이다.

NoteBase

문 17. 루이스 구조 이론을 근거로, 다음 분자들에서 중심 원자의 형식 전하 합은?

I_3^- OCN^-

① −1
② 0
③ 1
④ 2

정답 1번

간단한 해설

I_3^-의 중심 I는 비공유 전자 6개와 단일 결합 2개를 가져 형식 전하가 −1이고, OCN^-의 중심 C는 비공유 전자 없이 결합 차수의 합이 4이므로 형식 전하가 0이다. 따라서 **중심 원자의 형식 전하 합은 −1**이다.

계산 과정

형식 전하는 공유 전자를 두 원자에 똑같이 나누어 배정했을 때의 전하이다. 중성 원자의 원자가 전자 수를 V, 비공유 전자 수를 N, 해당 원자가 참여하는 결합의 공유 전자 수를 B라 하면 $q = V - N - \frac{B}{2}$이다. 여기서 **비공유 전자는 모두, 공유 전자는 절반만** 해당 원자에 배정한다.

I_3^-: 전체 원자가 전자는 $7 \times 3 + 1 = 22$개이다. I–I–I에서 두 단일 결합에 4개를 쓰고, 양 끝 I에 각각 비공유 전자 6개씩을 배치하면 중심 I에 6개가 남는다. 중심 I는 **비공유 전자쌍 3개와 단일 결합 2개**를 가지며, 3주기 이후 원소인 I는 이 구조에서 확장된 옥텟을 이룬다. 중심 I의 형식 전하는 $q_{\mathrm{I}} = 7 - 6 - \frac{4}{2} = -1$이다.

OCN^-: 전체 원자가 전자는 $6 + 4 + 5 + 1 = 16$개이다. 중심 C를 두고 O–C≡N으로 결합시키면 결합에 8개를 쓰며, 나머지 8개는 O에 6개, N에 2개의 비공유 전자로 배치하여 세 원자가 모두 옥텟을 만족한다. 이 구조에서 C에는 **비공유 전자가 없고 결합 차수의 합이 4**이므로 공유 전자 수는 8개이다. 중심 C의 형식 전하는 $q_{\mathrm{C}} = 4 - 0 - \frac{8}{2} = 0$이다.

두 중심 원자의 형식 전하 합은 $-1 + 0 = -1$이며, 이는 ①의 값과 일치한다.

NoteBase

문 18. $CaCO_3(s)$**가 분해되는 반응의 평형 반응식과 온도** T**에서의 평형 상수(**K_p**)이다. 이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 모두 고르면? (단, 반응은 온도와 부피가 일정한 밀폐 용기에서 진행된다)**

$CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g) \qquad K_p = 0.1$

<보기>

ㄱ. 온도 T의 평형 상태에서 $CO_2(g)$의 부분 압력은 0.1 atm이다.

ㄴ. 평형 상태에 $CaCO_3(s)$를 더하면 생성물의 양이 많아진다.

ㄷ. 평형 상태에서 $CO_2(g)$를 일부 제거하면 $CaO(s)$의 양이 많아진다.

① ㄱ, ㄴ

② ㄱ, ㄷ

③ ㄴ, ㄷ

④ ㄱ, ㄴ, ㄷ

정답 2번

간단한 해설

순수한 고체를 더해도 평형식에 들어가는 기체의 부분 압력은 변하지 않아 **평형이 이동하지 않는다**. 반면 이산화 탄소를 일부 제거하면 이를 보충하는 **정반응**이 진행되어 산화 칼슘의 양이 증가한다.

보기별 해설

이 반응은 고체와 기체가 함께 참여하는 불균일 평형이다. 순수한 고체의 활동도는 1이므로 탄산 칼슘과 산화 칼슘은 평형 상수식에서 제외되고, 기체인 이산화 탄소의 부분 압력만 들어간다.

ㄱ. O: 평형 상수식은 $K_p = P_{CO_2}$이다. 따라서 온도 T에서 주어진 평형 상수 0.1에 해당하는 이산화 탄소의 부분 압력은 **0.1 atm**이다.

ㄴ. X: 순수한 고체인 탄산 칼슘은 양을 더해도 활동도가 변하지 않는다. 온도와 부피가 일정하므로 이산화 탄소의 부분 압력도 그대로여서 **평형은 이동하지 않는다**. 따라서 탄산 칼슘을 더하는 것만으로 산화 칼슘과 이산화 탄소의 양이 증가하지 않는다.

ㄷ. O: 이산화 탄소를 일부 제거하면 그 부분 압력이 감소하여 반응 지수 $Q_p = P_{CO_2}$가 평형 상수보다 작아진다. 이에 따라 이산화 탄소를 생성하는 **정반응이 진행**된다. 이때 탄산 칼슘이 분해되면서 산화 칼슘도 함께 생성되므로 산화 칼슘의 양이 많아진다.

따라서 옳은 보기는 ㄱ과 ㄷ이며, 이 조합은 ②에 해당한다.

NoteBase

문 19. 25 °C, 1 atm에서 메테인(CH_4)이 연소되는 반응의 열화학 반응식과 4가지 결합의 평균 결합 에너지이다. 제시된 자료로부터 구한 a는?

$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g) \quad \Delta H = a$ kcal

결합	C−H	O=O	C=O	O−H
평균 결합 에너지 [kcal mol^{-1}]	100	120	190	110

① −180

② −40

③ 40

④ 180

정답 1번

간단한 해설

반응열은 **결합을 끊는 데 필요한 에너지에서 결합 형성으로 방출되는 에너지를 뺀 값**이다. 주어진 반응에서는 640 − 820 = −180 kcal이므로 a = −180이며, 메테인 1 mol이 연소할 때 180 kcal의 열이 방출된다.

계산 과정

평균 결합 에너지는 기체 상태에서 결합 1 mol을 끊는 데 필요한 에너지이다. 반응식의 물도 기체이므로 주어진 결합 에너지로 반응열을 계산한다. 결합을 끊을 때는 에너지를 흡수하고, 형성할 때는 에너지를 방출하므로 ΔH=E_끊음-E_형성을 적용한다.

반응물의 결합 끊기: CH_4 1 mol에는 C−H 결합 4 mol이 있고, O_2 2 mol에는 O=O 결합 2 mol이 있다. 따라서 흡수하는 에너지는 4 × 100 + 2 × 120 = 640 kcal이다.

생성물의 결합 형성: CO_2 1 mol에는 C=O 결합 2 mol이 있고, H_2O 2 mol에는 O−H 결합 4 mol이 있다. 따라서 방출하는 에너지는 2 × 190 + 4 × 110 = 820 kcal이다. 특히 물은 **분자 하나에 O−H 결합이 2개**이므로 반응계수 2까지 곱해야 한다.

반응열 계산: 반응식에 적힌 양이 반응할 때 ΔH = 640 − 820 = −180 kcal이다. 음의 부호는 **흡수한 에너지보다 방출한 에너지가 커서 발열 반응**임을 뜻한다. 따라서 a = −180이며 ①의 값과 일치한다.

NoteBase

문 20. 다니엘 전지의 전지식과, 이와 관련된 반응의 표준 환원 전위(E°)이다. Zn^{2+}의 농도가 0.1 M이고, Cu^{2+}의 농도가 0.01 M인 다니엘 전지의 기전력[V]에 가장 가까운 것은? (단, 온도는 25°C로 일정하다)

$Zn(s)|Zn^{2+}(aq)||Cu^{2+}(aq)|Cu(s)$
$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Zn(s)\ E^\circ = -0.76V$
$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s)\ E^\circ = 0.34V$

① 1.04
② 1.07
③ 1.13
④ 1.16

정답 2번

간단한 해설

농도가 표준 조건과 다르므로 **네른스트 식**으로 보정한다. 반응 지수 Q가 10이어서 표준 기전력 1.10 V보다 약 0.03 V 낮은 1.07 V가 된다.

계산 과정

1. 전지 반응과 전자 수: 표준 환원 전위가 더 큰 Cu^{2+}가 환원되고, Zn은 산화된다. 전체 반응은 Zn(s) + Cu^{2+}(aq) → Zn^{2+}(aq) + Cu(s)이며, Zn 원자 하나가 전자 두 개를 내놓으므로 **이동 전자 수 n은 2**이다.

2. 표준 기전력: 환원 전극의 표준 환원 전위에서 산화 전극의 표준 환원 전위를 뺀다. 따라서 $E^\circ = 0.34 - (-0.76) = 1.10V$이다. Zn의 산화 반응을 사용하므로 주어진 환원 전위의 부호가 반대로 반영된다.

3. 반응 지수: 반응 지수 Q는 생성물의 활동도를 반응물의 활동도로 나눈 값이다. **순수한 고체 Zn과 Cu의 활동도는 1**이므로 식에서 빠진다. 이 문제에서는 이온의 활동도를 농도로 근사하여 $Q = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$로 계산한다. 주어진 농도를 대입하면 $Q = \frac{0.1}{0.01} = 10$이다.

4. 농도 보정과 기전력: 주어진 농도는 표준 상태와 다르므로 네른스트 식을 적용한다. 25°C에서 E와 표준 기전력을 V 단위로 나타내면 $E = E^\circ - \frac{0.0592}{n}\log Q$이다. 여기서 log는 상용로그이다. n = 2, Q = 10이므로 $\frac{0.0592}{2}\log 10 = 0.0296$이며, 이는 표준 기전력에서 빼야 할 전압이다. 따라서 E = 1.10 − 0.0296 = 1.0704 V이고, 가장 가까운 값은 ②의 1.07 V이다.

NoteBase