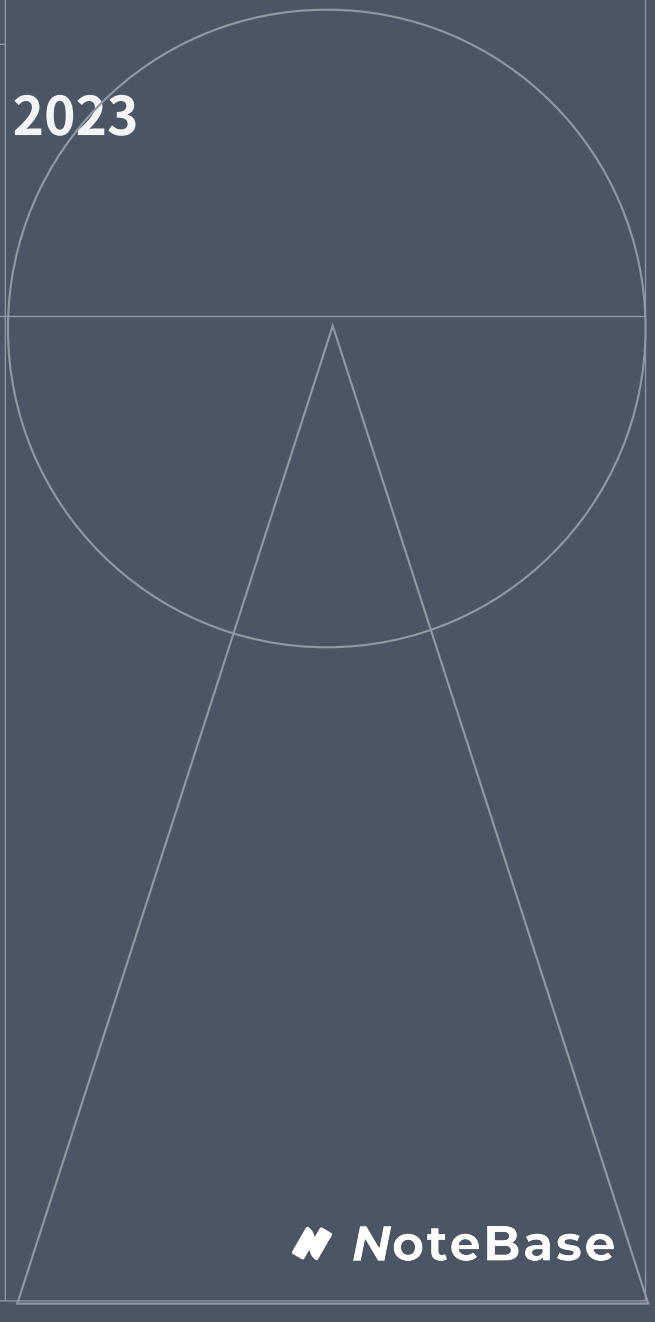
기출OX 해설집

공무원/지방직/9급 · 화학 · 2023



NoteBase

기출OX 해설집

공무원/지방직/9급 · 화학 · 2023

공무원/지방직/9급 · 화학 · 2023

문 1. 0.5 M 포도당($C_6H_{12}O_6$) 수용액 100 mL에 녹아 있는 포도당의 양[g]은? (단, C, H, O의 원자량은 각각 12, 1, 16이다)

① 9

② 18

③ 90

④ 180

정답 1번

간단한 해설

몰농도 0.5 M인 용액 100 mL에는 포도당 0.050 mol이 녹아 있다. 여기에 **몰질량 180 g/mol**을 곱하면 포도당의 질량은 9 g이다.

계산 과정

몰질량: 포도당 $C_6H_{12}O_6$의 몰질량은 주어진 원자량으로 계산하면 $6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180$ g/mol이다. 즉, 포도당 1 mol의 질량은 180 g이다.

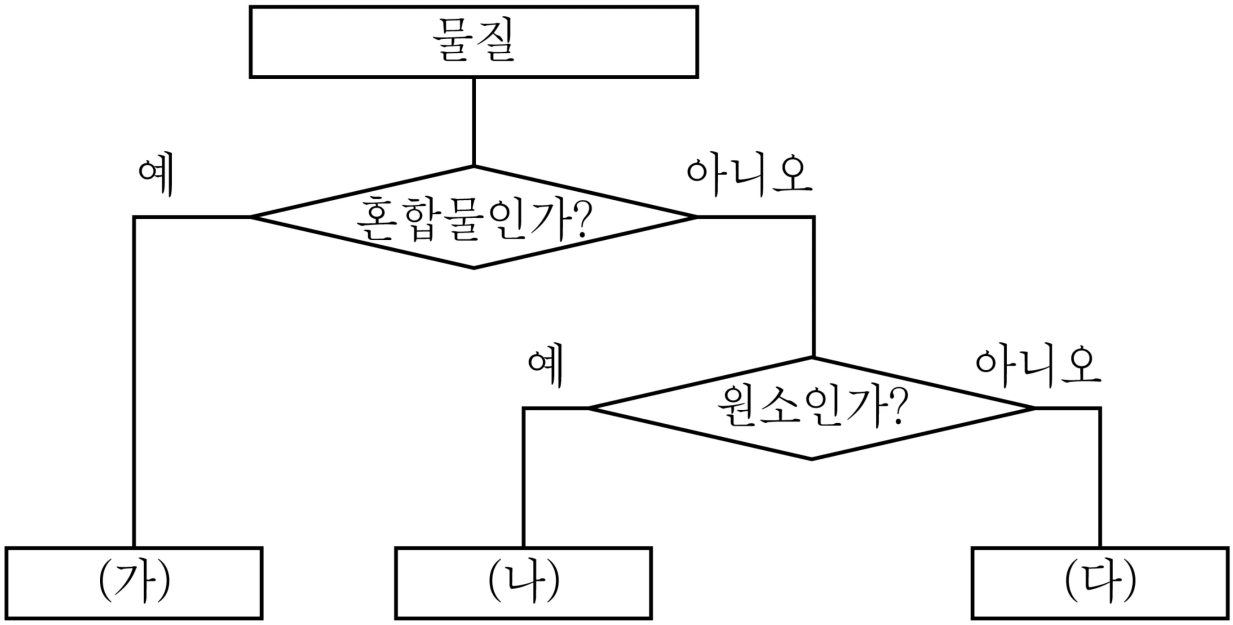
물질량: 몰농도 c는 용액 1 L에 녹아 있는 용질의 물질량이므로, 용액 부피 V를 곱하면 포도당의 물질량 n을 구할 수 있다. 이때 **부피를 L로 환산**하여 100 mL = 0.100 L를 사용한다. $n = cV$에 따라 포도당의 물질량은 $0.5 \times 0.100 = 0.050$ mol이다.

질량: 포도당 1 mol이 180 g이므로, 구한 물질량에 몰질량을 곱한다. 포도당의 질량은 $0.050 \times 180 = 9$ g이다.

따라서 용액 100 mL에 녹아 있는 포도당은 9 g으로, ①의 값에 해당한다.

NoteBase

문 2. 다음은 물질을 2가지 기준에 따라 분류한 그림이다. (가) ~ (다)에 대한 설명으로 옳은 것은?



① 철(Fe)은 (가)에 해당한다.

② 산소(O_2)는 (가)에 해당한다.

③ 석유는 (나)에 해당한다.

④ 메테인(CH_4)은 (다)에 해당한다.

정답 4번

간단한 해설

메테인(CH_4)은 탄소와 수소가 일정한 비율로 결합한 **화합물인 순물질**이다. 따라서 '혼합물인가?'와 '원소인가?'에 모두 '아니오'로 이어지는 (다)에 해당한다.

NoteBase

선지별 해설

그림에서 '혼합물인가?'에 '예'로 이어지는 (가)는 혼합물이다. '아니오'로 이어지는 순물질 중 한 종류의 원소로 이루어진 (나)는 홑원소 물질이고, 두 종류 이상의 원소가 화학적으로 결합한 (다)는 화합물이다.

① X: 철(Fe)은 **철 원소 한 종류로 이루어진 순물질**이다. 혼합물이 아니므로 (가)가 아니라 (나)에 해당한다.

② X: 산소(O_2)는 산소 원자 두 개가 결합한 분자로 존재하지만, 구성 원소는 산소 한 종류뿐이다. **원자 수가 아니라 원소의 종류**로 구별하므로 홑원소 물질이며, (가)가 아니라 (나)에 해당한다.

③ X: 석유는 여러 종류의 탄화수소 등이 섞여 있는 **혼합물**이다. 따라서 '혼합물인가?'에 '예'로 이어지는 (가)에 해당하며, (나)에 해당하지 않는다.

④ O: 메테인(CH_4)은 탄소와 수소라는 서로 다른 원소가 일정한 비율로 화학적으로 결합한 **화합물**이다. 한 종류의 화합물로 이루어진 순물질이므로 혼합물이 아니며, 한 종류의 원소로만 이루어진 물질도 아니므로 (다)에 해당한다.

NoteBase

문 3. 다음 다원자 음이온에 대한 명명으로 옳지 않은 것은?

① 음이온: NO_2^-, 명명: 질산 이온

② 음이온: HCO_3^-, 명명: 탄산수소 이온

③ 음이온: OH^-, 명명: 수산화 이온

④ 음이온: ClO_4^-, 명명: 과염소산 이온

정답 1번

간단한 해설

NO_2^-의 이름은 **아질산 이온**이다. 질산 이온은 산소 원자가 하나 더 많은 NO_3^-이다.

선지별 해설

① X: NO_2^-는 **아질산 이온**이며, 질산 이온은 NO_3^-이다. 두 이온은 전하가 모두 −1이지만 산소 원자 수가 각각 2개와 3개이므로 이름을 구별해야 한다.

② O: 탄산 H_2CO_3에서 수소 이온 H^+ 하나가 떨어져 나가면 HCO_3^-가 되며, 이를 탄산수소 이온이라고 한다. 수소 이온이 하나 더 떨어져 나간 탄산 이온 CO_3^{2-}과 달리 **수소 원자 하나가 남아 있다**.

③ O: OH^-는 산소 원자 하나와 수소 원자 하나로 이루어지고 전체 전하가 −1인 수산화 이온이다. 물 H_2O에서 수소 이온 H^+ 하나가 떨어져 나가면 남는 이온이다.

④ O: ClO_4^-는 **과염소산 이온**이다. 과염소산 $HClO_4$에서 수소 이온 H^+이 떨어져 나간 음이온으로, 염소 원자 하나와 산소 원자 네 개로 이루어진다.

NoteBase

문 4. 1.0 M KOH 수용액 30 mL와 2.0 M KOH 수용액 40 mL를 섞은 후 증류수를 가해 전체 부피를 100 mL로 만들었을 때, KOH 수용액의 몰농도[M]는? (단, 온도는 25 ℃이다)

① 1.1

② 1.3

③ 1.5

④ 1.7

정답 1번

간단한 해설

두 용액에 들어 있는 KOH는 총 0.11 mol이고, 증류수를 넣어도 **KOH의 몰수는 변하지 않는다**. 최종 용액 100 mL에 이 양이 들어 있으므로 몰농도는 1.1 M이다.

계산 과정

몰농도 C는 용액 1 L에 들어 있는 용질의 몰수이다. 용질의 몰수를 n, 용액의 부피를 V라 하면 $C = \frac{n}{V}$이므로 $n = CV$로 각 용액의 KOH 몰수를 구한다. 이때 **부피는 L로 환산**하여 30 mL = 0.030 L, 40 mL = 0.040 L를 사용한다.

1.0 M KOH 수용액에 들어 있는 KOH는 $1.0 \times 0.030 = 0.030\text{mol}$이고, 2.0 M KOH 수용액에 들어 있는 KOH는 $2.0 \times 0.040 = 0.080\text{mol}$이다. 따라서 혼합한 용액의 KOH 몰수는 0.030 + 0.080 = 0.110 mol이다.

같은 용질인 KOH 수용액끼리 섞고 증류수를 넣으므로 KOH의 총 몰수는 0.110 mol로 유지된다. 몰농도를 구할 때 사용하는 부피는 **증류수를 넣은 뒤의 전체 부피**인 100 mL = 0.100 L이다.

최종 몰농도는 $C = \frac{0.110\text{mol}}{0.100\text{L}} = 1.1\text{M}$이다. 이는 ①의 1.1에 해당한다.

NoteBase

문 5. 끓는점이 $Cl_2 < Br_2 < I_2$의 순서로 높아지는 이유는?

① 분자량이 증가하기 때문이다.

② 분자 내 결합 거리가 감소하기 때문이다.

③ 분자 내 결합 극성이 증가하기 때문이다.

④ 분자 내 결합 세기가 증가하기 때문이다.

정답 1번

간단한 해설

이 세 비극성 분자는 분자량이 커질수록 전자 구름이 쉽게 변형되어 **런던 분산력**이 강해진다. 분자들을 떼어 놓는 데 더 많은 에너지가 필요하므로 끓는점이 높아진다.

핵심 풀이

Cl_2, Br_2, I_2는 각각 같은 원자 두 개로 이루어진 **비극성 분자**이다. 두 원자의 전기음성도가 같으므로 분자 내 결합에 영구적인 극성이 생기지 않는다. 따라서 결합 극성의 증가로 끓는점의 변화를 설명할 수 없다.

이 세 분자는 $Cl_2 < Br_2 < I_2$ 순서로 분자량과 전자 수가 증가한다. 전자 구름도 커져 외부의 영향으로 더 쉽게 변형되는데, 이를 분극률이 커진다고 한다. 순간적인 전자 분포의 불균형이 이웃 분자의 전자 분포를 변화시켜 생기는 인력이 런던 분산력이다. **분극률이 클수록 분산력이 강해지므로** 분자들을 분리하는 데 더 많은 에너지가 필요하고 끓는점이 높아진다. 이 문항에서 분자량의 증가는 이러한 분산력 증가와 연결된다.

끓을 때에는 **분자 사이 인력을 극복**하여 분자들이 서로 멀어지며, 분자 안의 공유 결합을 끊어 원자로 나누는 것이 아니다. 따라서 분자 내 결합 거리의 감소나 결합 세기의 증가를 끓는점 상승의 이유로 삼을 수 없다.

NoteBase

문 6. 다음은 3주기 원소 중 하나의 순차적 이온화 에너지(IE_n [kJ mol^{-1}])를 나타낸 것이다. 이 원자에 대한 설명으로 옳은 것만을 모두 고른 것은?

IE_1	IE_2	IE_3	IE_4	IE_5
578	1817	2745	11577	14842

ㄱ. 바닥 상태의 전자 배치는 [Ne]$3s^2 3p^2$이다.

ㄴ. 가장 안정한 산화수는 +3이다.

ㄷ. 염산과 반응하면 수소 기체가 발생한다.

① ㄱ

② ㄷ

③ ㄱ, ㄴ

④ ㄴ, ㄷ

정답 4번

간단한 해설

세 번째에서 네 번째 이온화로 넘어갈 때 에너지가 급증하므로, **원자가전자 3개**를 제거한 뒤 안쪽 전자껍질의 전자를 떼어 내게 된다. 따라서 이 원소는 3주기 13족의 **알루미늄(Al)**이다.

NoteBase

보기별 해설

순차적 이온화 에너지는 기체 상태의 원자에서 전자를 하나씩 차례로 떼어 내는 데 필요한 에너지이다. 표에서 IE_3는 2745 kJ mol^{-1}인데 IE_4는 11577 kJ mol^{-1}로 급격히 커진다. 이는 세 번째까지는 원자가전자를 제거하지만, 네 번째부터는 핵에 더 강하게 끌리는 안쪽 전자껍질의 전자를 제거하기 때문이다. 원자가전자가 3개인 3주기 원소는 알루미늄(Al)이다.

ㄱ. X: 알루미늄의 원자번호는 13이므로 바닥 상태의 전자 배치는 **네온의 전자 배치에 3개의 전자가 더해진** $[Ne]3s^2 3p^1$이다. 보기의 $[Ne]3s^2 3p^2$는 전자가 14개인 규소(Si)의 전자 배치이다.

ㄴ. O: 알루미늄이 원자가전자 3개를 잃으면 Al^{3+}이 되어 네온과 같은 닫힌 전자껍질을 이룬다. 여기에서 전자를 더 제거하려면 이온화 에너지가 크게 증가하므로, 알루미늄의 가장 안정한 산화수는 **+3**이다.

ㄷ. O: 알루미늄은 염산과 반응하여 전자를 잃고, 염산의 수소 이온은 그 전자를 받아 **수소 기체로 환원**된다. 반응식은 $2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$이다.

따라서 옳은 보기는 ㄴ, ㄷ이며, 이 조합은 ④에 해당한다.

NoteBase

문 7. 황(S)의 산화수가 가장 큰 것은?

① K_2SO_3

② $Na_2S_2O_3$

③ $FeSO_4$

④ CdS

정답 3번

간단한 해설

$FeSO_4$의 황은 황산 이온 SO_4^{2-}에 들어 있다. 산소 네 원자의 산화수 합이 −8이고 이온의 전체 전하가 −2이므로, 황의 산화수는 **+6으로 가장 크다**.

선지별 해설

산화수는 결합 전자를 전기음성도가 큰 원자에 모두 배정했다고 보아 정하는 값이다. **산화수의 총합은 중성 화합물에서는 0, 다원자 이온에서는 이온의 전하**와 같다. 각 식에서 황의 산화수를 x로 놓고 비교한다.

① K_2SO_3: K의 산화수는 +1, O의 산화수는 −2이다. 중성 화합물이므로 $2(+1)+x+3(-2)=0$에서 $x=+4$이다.

② $Na_2S_2O_3$: Na의 산화수는 +1, O의 산화수는 −2이다. 황 원자가 두 개이므로 $2(+1)+2x+3(-2)=0$에서 $x=+2$이다. 이 값은 **두 황 원자의 평균 산화수**이며, 각 황 원자의 산화수가 모두 +2라는 뜻은 아니다.

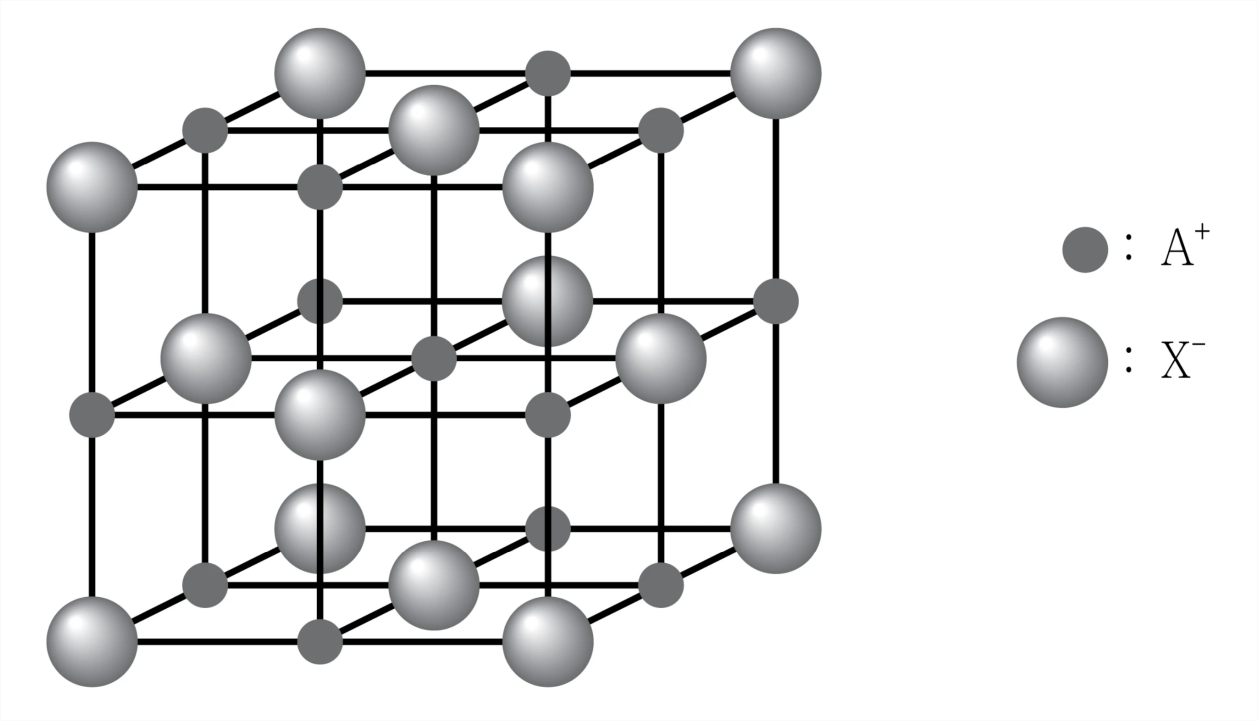
③ $FeSO_4$: 황산 이온 SO_4^{2-}에서 O의 산화수는 −2이고 이온의 전체 전하는 −2이다. 따라서 $x+4(-2)=-2$에서 $x=+6$이다. 화합물 전체가 중성이더라도 **황산 이온 내부의 산화수 총합은 −2**로 놓아야 한다.

④ CdS: Cd의 산화수는 +2이다. 중성 화합물이므로 $(+2)+x=0$에서 $x=-2$이다.

황의 산화수를 비교하면 ①은 +4, ②는 평균 +2, ③은 +6, ④는 −2이다. 따라서 황의 산화수가 가장 큰 화합물은 ③ $FeSO_4$이다.

NoteBase

문 8. 다음은 3주기 원소로 이루어진 이온성 고체 AX의 단위 세포를 나타낸 것이다. 이에 대한 설명으로 옳지 않은 것은?



① 단위 세포 내에 있는 A 이온과 X 이온의 개수는 각각 4이다.

② A 이온과 X 이온의 배위수는 각각 6이다.

③ A(s)는 전기적으로 도체이다.

④ AX(l)는 전기적으로 부도체이다.

정답 4번

간단한 해설

④의 '부도체'는 **도체**로 고쳐야 한다. 이온성 고체 AX가 녹으면 양이온과 음이온이 **이동하며 전하를 운반**할 수 있으므로 전류가 흐른다.

NoteBase

선지별 해설

① O: 그림에서 A^+는 모서리의 중심 12곳과 단위 세포의 중심 1곳에, X^-는 꼭짓점 8곳과 면의 중심 6곳에 있다. 경계에 있는 이온은 이웃 단위 세포와 공유하므로 **모서리는 1/4, 꼭짓점은 1/8, 면은 1/2씩** 포함하여 센다. A^+의 개수는 $12 \cdot \frac{1}{4} + 1 = 4$이고, X^-의 개수는 $8 \cdot \frac{1}{8} + 6 \cdot \frac{1}{2} = 4$이다.

② O: 배위수는 한 이온에 가장 가까이 이웃한 반대 전하 이온의 수이다. 그림의 단위 세포 중심에 있는 A^+ 주위에는 각 면의 중심에 있는 X^- 6개가 있다. X^- 주위에도 이웃 단위 세포까지 포함하면 A^+ 6개가 가장 가까이 있으므로, 두 이온의 **배위수는 모두 6**이다.

③ O: 그림의 A^+는 3주기 원소가 이루는 1가 양이온이므로 A는 나트륨(Na)이다. A(s)는 이온성 고체 AX가 아니라 **금속 나트륨 자체**를 뜻한다. 고체 나트륨에서는 자유 전자가 이동하여 전하를 운반하므로 전기가 통한다.

④ X: AX(l)는 이온성 물질 AX가 녹은 액체 상태이다. 고체에서는 이온이 격자에 고정되어 전하를 운반하기 어렵지만, 액체에서는 **양이온과 음이온이 이동할 수 있다**. 따라서 AX(l)는 부도체가 아니라 전기적으로 도체이다.

NoteBase

문 9. 다음 분자에 대한 설명으로 옳지 않은 것은?

① SO_2는 굽은형 구조를 갖는 극성 분자이다.

② BeF_2는 선형 구조를 갖는 비극성 분자이다.

③ CH_2Cl_2는 사각 평면 구조를 갖는 극성 분자이다.

④ CCl_4는 정사면체 구조를 갖는 비극성 분자이다.

정답 3번

간단한 해설

CH_2Cl_2는 중심 탄소에 결합한 원자가 4개이고 비공유 전자쌍이 없으므로 **정사면체 구조**를 갖는다. 사각 평면 구조라는 설명이 틀렸으며, 결합 쌍극자가 상쇄되지 않아 극성 분자인 것은 맞다.

선지별 해설

전자쌍 반발 이론에서는 중심 원자 주위의 전자 영역들이 서로 최대한 멀리 떨어지도록 배치된다. 다중 결합도 하나의 전자 영역으로 세며, 분자의 극성은 각 결합의 쌍극자를 방향까지 고려하여 합한 결과로 판단한다.

① O: SO_2에서 중심 황 원자 주위에는 산소와의 결합 영역 2개와 비공유 전자쌍 1개가 있다. 전자 영역 3개의 배치는 평면 삼각형이지만, 원자들의 배치만 보면 **굽은형**이다. 두 S–O 결합의 쌍극자가 상쇄되지 않으므로 극성 분자이다.

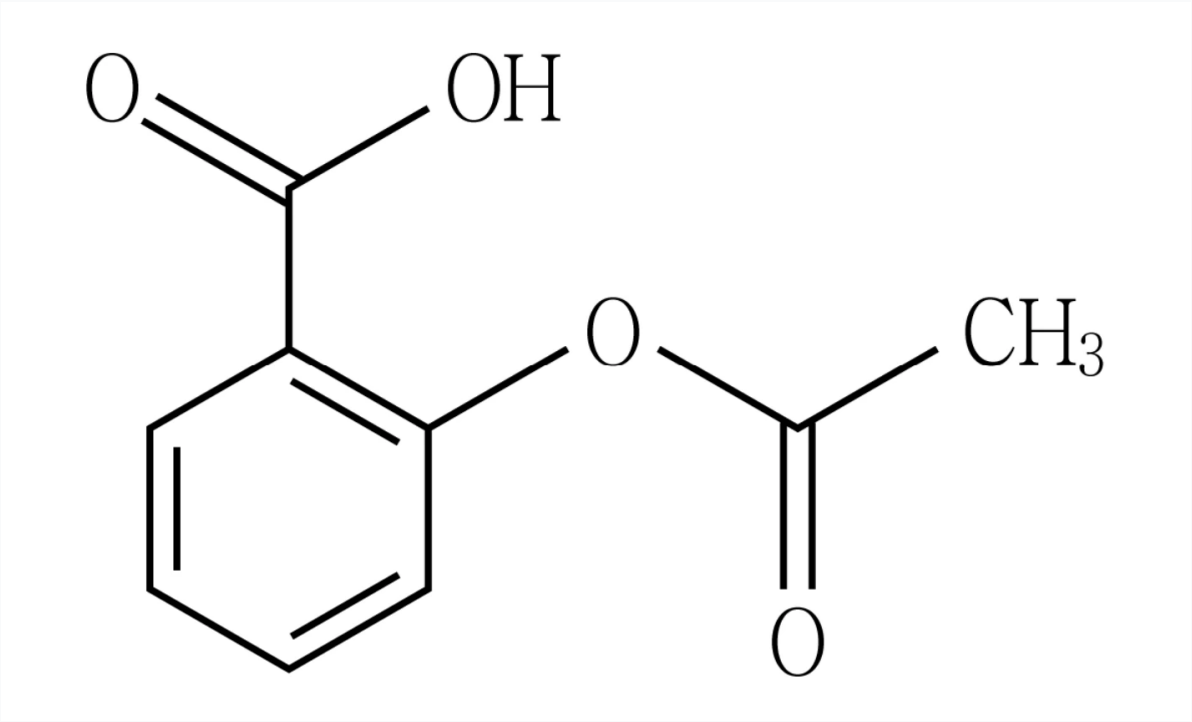
② O: BeF_2 분자는 중심 베릴륨 원자 주위에 결합 영역이 2개이고 비공유 전자쌍이 없어 선형 구조를 갖는다. 두 Be–F 결합은 각각 극성이 있지만, 크기가 같고 방향이 반대여서 **결합 쌍극자가 상쇄**되므로 분자 전체는 비극성이다.

③ X: CH_2Cl_2의 중심 탄소 원자에는 수소 2개와 염소 2개가 단일 결합으로 연결되어 있다. 결합 전자쌍 4개가 있고 비공유 전자쌍이 없으므로, 사각 평면이 아니라 **정사면체 구조**이다. 결합한 원자가 모두 같지 않고 C–H 결합과 C–Cl 결합의 쌍극자가 완전히 상쇄되지 않으므로 극성 분자이다.

④ O: CCl_4는 중심 탄소 원자에 결합 전자쌍 4개가 있고 비공유 전자쌍이 없어 정사면체 구조를 갖는다. 네 C–Cl 결합은 각각 극성이 있지만, 동일한 결합들이 정사면체의 꼭짓점을 향해 **대칭적으로 배치되어 쌍극자가 상쇄**되므로 비극성 분자이다.

NoteBase

문 10. 다음 분자에 대한 설명으로 옳지 않은 것은?



① 카복실산 작용기를 가지고 있다.

② 에스터화 반응을 통해 합성할 수 있다.

③ 모든 산소 원자는 같은 평면에 존재한다.

④ sp^2 혼성을 갖는 산소 원자의 개수는 2이다.

정답 3번

간단한 해설

구조식을 종이 위에 평면으로 그렸다고 해서 실제 분자의 모든 산소가 같은 평면에 놓이는 것은 아니다.
아스피린의 카복실기와 아세톡시기는 서로 비틀려 있어 **네 산소 원자가 모두 한 평면에 놓이지 않는다**.

NoteBase

선지별 해설

① O: 그림의 위쪽에는 탄소 한 원자에 산소가 이중 결합하고 하이드록시기(–OH)가 단일 결합한 **카복실기 –C(=O)–OH**가 있다. 따라서 이 분자는 카복실산 작용기를 가진다.

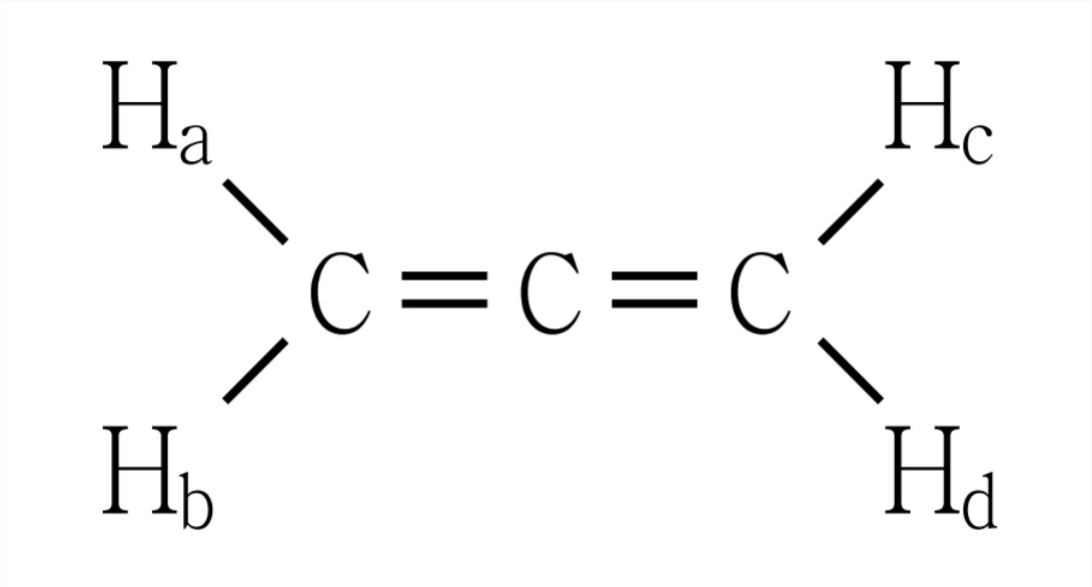
② O: 그림의 오른쪽에는 벤젠 고리–O–C(=O)–CH_3 형태의 **에스터 결합**이 있다. 살리실산의 벤젠 고리에 붙은 페놀성 –OH를 아세트산 무수물과 반응시키면 이 부분이 에스터화되어 아스피린이 생성된다. 이때 살리실산의 카복실기는 남아 있다.

③ X: 벤젠 고리 자체는 평면 구조이지만, 고리에 붙은 치환기까지 모두 같은 평면에 고정되는 것은 아니다. 아스피린에서는 카복실기를 포함한 부분과 아세톡시기 –O–C(=O)–CH_3 부분이 서로 비틀려 있으므로, **네 산소 원자가 모두 같은 평면에 존재하지 않는다**. 구조식의 평면적인 배치는 원자 사이의 연결을 나타내며 실제 입체 배치와 구별해야 한다.

④ O: 제시된 루이스 구조에서 결합과 비공유 전자쌍의 전자 영역 수로 혼성을 판정하면, **두 C=O의 산소**가 각각 sp^2 혼성이다. 이 산소는 결합 상대 원자 1개와 비공유 전자쌍 2쌍을 가지므로 전자 영역이 3개이며, 이중 결합도 하나의 영역으로 센다. 따라서 해당 산소는 위쪽 카복실기의 카보닐 산소와 오른쪽 에스터기의 카보닐 산소, 총 2개이다. 단일 결합만 하는 나머지 두 산소는 결합 2개와 비공유 전자쌍 2쌍을 가지므로 이 기본 모형에서는 sp^3 혼성으로 분류한다.

NoteBase

문 11. 다음 알렌(allene) 분자에 대한 설명으로 옳은 것만을 모두 고르면?



ㄱ. H☒와 H_b는 같은 평면 위에 있다.
ㄴ. H☒와 H_c는 같은 평면 위에 있다.
ㄷ. 모든 탄소는 같은 평면 위에 있다.
ㄹ. 모든 탄소는 같은 혼성화 오비탈을 가지고 있다.

① ㄱ, ㄴ
② ㄱ, ㄷ
③ ㄴ, ㄹ
④ ㄷ, ㄹ

정답 2번

간단한 해설

알렌에서는 양 끝 탄소에 붙은 두 수소씩은 각각 한 평면에 있지만, 두 말단 평면은 **서로 수직**이다. 가운데 탄소는 sp 혼성화로 두 결합이 180°를 이루므로 **세 탄소는 일직선** 위에 놓인다.

NoteBase

보기별 해설

ㄱ. O: 그림의 H_a와 H_b는 왼쪽 말단 탄소에 함께 결합해 있다. 이 탄소는 sp^2 혼성화되어 세 σ 결합이 평면 삼각형으로 배열되므로, **두 수소와 왼쪽 말단 탄소, 가운데 탄소는 같은 평면** 위에 있다.

ㄴ. X: 가운데 탄소에 남아 있는 두 비혼성 p 오비탈은 서로 수직이며, 각각 양 끝 탄소의 p 오비탈과 겹쳐 π 결합을 만든다. 따라서 $H_a \cdot H_b$가 속한 말단 평면과 $H_c \cdot H_d$가 속한 말단 평면은 탄소 골격의 축을 사이에 두고 **서로 수직**이다. H_a와 H_c를 같은 말단 평면에 놓인 수소로 보아서는 안 된다.

ㄷ. O: 가운데 탄소는 sp 혼성화되어 두 σ 결합의 방향이 180°를 이룬다. 따라서 **세 탄소 원자는 일직선** 위에 있으며, 이 직선을 포함하는 평면 위에 모든 탄소가 놓인다. 양 끝 수소들의 평면이 서로 수직이라는 사실과는 구별해야 한다.

ㄹ. X: 가운데 탄소는 두 σ 결합과 두 π 결합을 형성하므로 sp 혼성 오비탈 두 개와 비혼성 p 오비탈 두 개를 사용한다. 양 끝 탄소는 각각 세 σ 결합과 한 π 결합을 형성하므로 sp^2 혼성 오비탈 세 개와 비혼성 p 오비탈 한 개를 사용한다. 즉, **가운데 탄소는 sp, 양 끝 탄소는 sp^2 혼성화**로 서로 다르다.

옳은 보기는 ㄱ과 ㄷ이므로, 이 조합에 해당하는 선택지는 ②이다.

NoteBase

문 12. 다음은 산성 수용액에서 일어나는 균형 화학 반응식이다. 염기성 조건에서의 균형 화학 반응식으로 옳은 것은?

$Co(s) + 2H^+(aq) \rightarrow Co^{2+}(aq) + H_2(g)$

① $Co^{2+}(aq) + H_2(g) \rightarrow Co(s) + 2H^+(aq)$

② $Co(s) + 2OH^-(aq) \rightarrow Co^{2+}(aq) + H_2(g)$

③ $Co(s) + H_2O(l) \rightarrow Co^{2+}(aq) + H_2(g) + OH^-(aq)$

④ $Co(s) + 2H_2O(l) \rightarrow Co^{2+}(aq) + H_2(g) + 2OH^-(aq)$

정답 4번

간단한 해설

산성 반응식의 수소 이온을 없애려면 **양변에 같은 수의 수산화 이온**을 더한다. 이때 반응물 쪽의 $2H^+$는 물 2분자로 바뀌고, 생성물 쪽에는 $2OH^-$가 남는다.

공통 해설

산성 조건의 반응식을 염기성 조건으로 나타낼 때는 수소 이온에 수산화 이온을 결합시켜 물로 바꾼다. 이 과정에서도 **양변의 원자 수와 총전하가 같아야** 하므로, 수산화 이온을 한쪽에만 더하지 않고 양변에 같은 수만큼 더한다.

주어진 반응식의 반응물 쪽에는 $2H^+$가 있으므로 양변에 $2OH^-$를 더한다. $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$에 따라 반응물 쪽에서는 물 2분자가 만들어지고, 생성물 쪽에는 수산화 이온 2개가 그대로 남는다. Co가 반응하고 코발트(Ⅱ) 이온과 수소 기체가 생성되는 방향은 유지된다.

따라서 염기성 조건의 균형 반응식은 $Co + 2H_2O \rightarrow Co^{2+} + H_2 + 2OH^-$이다. 양변의 Co·H·O 원자 수는 각각 1·4·2개이고, 총전하는 왼쪽이 0, 오른쪽이 $(+2) + 2 \times (-1) = 0$으로 같다.

NoteBase

문 13. 다음 각 0.1 M 착화합물 수용액 100 mL에 0.5 M $AgNO_3$ 수용액 100 mL씩을 첨가했을 때, 가장 많은 양의 침전물이 얻어지는 것은?

① $[Co(NH_3)_6]Cl_3$
② $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$
③ $[Co(NH_3)_4Cl_2]Cl$
④ $[Co(NH_3)_3Cl_3]$

정답 1번

간단한 해설

①은 착화합물 1 mol당 **대괄호 밖의 Cl^- 3 mol**을 내놓는다. 첨가한 Ag^+가 충분하므로 AgCl이 0.030 mol 생성되어 침전량이 가장 많다.

NoteBase

선지별 해설

침전량은 착화합물에 들어 있는 전체 Cl의 수가 아니라 **대괄호 밖에서 해리되는 Cl^-의 양**으로 결정된다. 대괄호 안의 Cl은 Co에 직접 결합한 리간드이므로 이 침전량 계산에 포함하지 않는다. 자유로운 Cl^-은 Ag^+와 $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl(s)$의 반응으로 1:1로 결합하여 침전한다.

100 mL는 0.100 L이다. 몰농도에 용액 부피를 곱하면 물질량이 되므로, 각 착화합물은 $0.1 \times 0.100 = 0.010$ mol이고 첨가한 Ag^+는 $0.5 \times 0.100 = 0.050$ mol이다. 가장 많은 Cl^-을 내놓는 경우에도 0.030 mol이므로 Ag^+는 모든 경우에 충분하다.

① $[Co(NH_3)_6]Cl_3$: 대괄호 밖에 Cl이 3개 있으므로 착화합물 1 mol당 Cl^- 3 mol이 해리된다. Cl^-의 양은 $0.010 \times 3 = 0.030$ mol이며, AgCl도 0.030 mol 생성된다.

② $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$: Cl 1개는 Co에 배위되어 있고 대괄호 밖의 Cl은 2개이다. 따라서 Cl^-은 $0.010 \times 2 = 0.020$ mol 해리되며, AgCl도 0.020 mol 생성된다.

③ $[Co(NH_3)_4Cl_2]Cl$: Cl 2개는 Co에 배위되어 있고 대괄호 밖의 Cl은 1개이다. 따라서 Cl^-은 $0.010 \times 1 = 0.010$ mol 해리되며, AgCl도 0.010 mol 생성된다.

④ $[Co(NH_3)_3Cl_3]$: Cl 3개가 **모두 배위권 안**에 있고 대괄호 밖의 Cl^-이 없다. 따라서 이 반응에서 AgCl 침전은 생성되지 않는다.

생성되는 침전은 모두 AgCl이므로 몰수가 클수록 질량도 크다. 침전량은 ① > ② > ③ > ④이며, ①에서 가장 많은 침전물이 얻어진다.

NoteBase

문 14. A + B → C 반응에서 A와 B의 초기 농도를 달리하면서 C가 생성되는 초기 속도를 측정하였다. 속도 = k[A]⍰[B]⍰라고 나타낼 때, a, b로 옳은 것은?

실험	A[M]	B[M]	C의 초기 생성 속도[$M\,s^{-1}$]
1	0.01	0.01	0.03
2	0.02	0.01	0.12
3	0.01	0.02	0.12
4	0.02	0.02	0.48

① a: 1, b: 1

② a: 1, b: 2

③ a: 2, b: 1

④ a: 2, b: 2

정답 4번

간단한 해설

다른 반응물의 농도를 일정하게 두고 A 또는 B의 농도만 2배로 하면 초기 생성 속도가 각각 **4배**가 된다. 따라서 A와 B에 대한 반응 차수는 모두 2로, a = 2, b = 2이다.

NoteBase

계산 과정

초기 생성 속도를 v라 하면 주어진 속도식은 $v = k[A]^a[B]^b$이다. [A]와 [B]는 초기 농도(M), k는 속도 상수이며, a와 b는 각 반응물의 농도가 속도에 미치는 영향을 나타내는 반응 차수이다. 속도의 단위는 M/s이고 반응 차수에는 단위가 없다. 두 실험의 속도비를 구하면 공통인 k와 **농도가 같은 반응물의 항이 소거**되므로, 농도가 달라진 반응물의 차수를 구할 수 있다.

A의 반응 차수: 실험 1과 2에서 B의 농도는 0.01 M로 같고 A의 농도만 0.01 M에서 0.02 M로 2배가 된다. 초기 생성 속도는 0.03 M/s에서 0.12 M/s로 4배가 되므로 $\frac{0.12}{0.03} = \left(\frac{0.02}{0.01}\right)^a = 2^a = 4$이다. 따라서 a = 2로, A에 대한 반응은 2차이다.

B의 반응 차수: 실험 1과 3에서 A의 농도는 0.01 M로 같고 B의 농도만 0.01 M에서 0.02 M로 2배가 된다. 초기 생성 속도는 0.03 M/s에서 0.12 M/s로 4배가 되므로 $\frac{0.12}{0.03} = \left(\frac{0.02}{0.01}\right)^b = 2^b = 4$이다. 따라서 b = 2로, B에 대한 반응도 2차이다.

두 결과를 합치면 속도식은 $v = k[A]^2[B]^2$이다. 실험 4에서는 실험 1에 비해 두 농도가 모두 2배이므로 속도는 $2^2 \cdot 2^2 = 16$배가 된다. 예측한 속도 $0.03 \times 16 = 0.48$ M/s는 표의 값과 일치한다. a = 2, b = 2인 조합은 ④에 해당한다.

NoteBase

문 15. 다음 열화학 반응식에 대한 설명으로 옳지 않은 것은? (단, C, H, O의 원자량은 각각 12, 1, 16이다)

$C_2H_5OH(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(l) \quad \Delta H = -1371\ \text{kJ}$

① 주어진 열화학 반응식은 발열 반응이다.

② CO_2 4 mol과 H_2O 6 mol이 생성되면 2742 kJ의 열이 방출된다.

③ C_2H_5OH 23 g이 완전 연소되면 H_2O 27 g이 생성된다.

④ 반응물과 생성물이 모두 기체 상태인 경우에도 ΔH는 동일하다.

정답 4번

간단한 해설

반응 엔탈피는 물질의 종류뿐 아니라 **물리적 상태에도 의존한다**. 액체인 에탄올과 물을 모두 기체로 바꾸면 기화에 따른 엔탈피 변화를 반영해야 하므로, 주어진 반응의 ΔH를 그대로 사용할 수 없다.

선지별 해설

① O: 반응 엔탈피는 생성물의 엔탈피에서 반응물의 엔탈피를 뺀 값이다. 주어진 반응은 $\Delta H = -1371$ kJ로 **음수**이므로, 반응물에서 생성물로 바뀔 때 열이 주위로 방출되는 발열 반응이다. 반응식에 나타낸 양대로 에탄올 1 mol이 연소하면 1371 kJ의 열이 방출된다.

② O: 주어진 반응식에서 에탄올 1 mol이 연소할 때 이산화 탄소 2 mol과 물 3 mol이 생성된다. 이산화 탄소 4 mol과 물 6 mol은 각각 그 양의 **2배**이므로 반응 엔탈피도 2배가 된다. 이때 $\Delta H = -2742$ kJ이며, 방출되는 열의 양은 $1371 \times 2 = 2742$ kJ이다.

③ O: 에탄올 C_2H_5OH의 몰 질량은 $12 \times 2 + 1 \times 6 + 16 = 46$ g/mol이다. 따라서 에탄올 23 g의 양은 $\frac{23\ \text{g}}{46\ \text{g/mol}} = 0.5\ \text{mol}$이다. 반응식의 **에탄올과 물의 몰비가 1 : 3**이므로 물은 $0.5 \times 3 = 1.5$ mol 생성된다. 물의 몰 질량은 $1 \times 2 + 16 = 18$ g/mol이므로 생성되는 물의 질량은 $1.5 \times 18 = 27$ g이다.

④ X: 엔탈피는 물질의 양과 종류가 같아도 **물리적 상태가 달라지면 달라진다**. 주어진 반응식에서 에탄올과 물은 액체이고, 산소와 이산화 탄소는 기체이다. 모두 기체인 반응으로 바꾸면 액체 에탄올을 기체로 바꾸는 과정과 액체 물을 기체로 바꾸는 과정의 엔탈피를 반영해야 한다. 반응물 쪽 에탄올의 기화 엔탈피는 빼고, 생성물 쪽 물 3 mol의 기화 엔탈피는 더하여 반응 엔탈피를 구한다. 따라서 '모두 기체 상태인 경우에도 동일하다'는 '물질의 상태가 바뀌면 반응 엔탈피도 달라진다'로 고쳐야 한다.

NoteBase

문 16. 298 K에서 다음 반응에 대한 계의 표준 엔트로피 변화(ΔS°)는? (단, 298 K에서 $N_2(g)$, $H_2(g)$, $NH_3(g)$의 표준 몰 엔트로피[J mol^{-1} K^{-1}]는 각각 191.5, 130.6, 192.5이다)

$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$

① −129.6

② 129.6

③ −198.3

④ 198.3

정답 3번

간단한 해설

각 물질의 표준 몰 엔트로피에 반응식의 계수를 곱한 뒤, **생성물의 합에서 반응물의 합을 뺀다**. 계산값 −198.3 J mol^{-1} K^{-1}는 주어진 반응에서 계의 엔트로피가 감소함을 뜻한다.

계산 과정

298 K에서의 표준 반응 엔트로피 변화는 생성물의 표준 엔트로피 합에서 반응물의 표준 엔트로피 합을 뺀 값이다. 엔트로피는 상태 함수이므로 반응 전후의 차이로 구하며, 주어진 값이 1 mol당 엔트로피이므로 **반응식의 계수만큼 곱하여** 합산한다.

생성물: $NH_3(g)$ 2 mol이 생성되므로 엔트로피 합은 $2 \times 192.5 = 385.0$ J K^{-1}이다.

반응물: $N_2(g)$ 1 mol과 $H_2(g)$ 3 mol이 반응하므로 엔트로피 합은 $191.5 + 3 \times 130.6 = 583.3$ J K^{-1}이다.

반응 전후의 차이: $385.0 - 583.3 = -198.3$ J K^{-1}이다. 이는 반응식에 나타난 양만큼 반응했을 때의 변화이며, 표준 반응 엔트로피 변화로 표시하면 $\Delta S^\circ = -198.3$ J mol^{-1} K^{-1}이다. 음의 부호는 **계의 엔트로피가 감소함**을 나타내며, 계산값은 ③의 −198.3과 일치한다.

NoteBase

문 17. 산화-환원 반응이 아닌 것은?

① $2HCl + Mg \rightarrow MgCl_2 + H_2$

② $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

③ $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$

④ $3NO_2 + H_2O \rightarrow 2HNO_3 + NO$

정답 3번

간단한 해설

이산화 탄소와 물이 탄산을 만드는 반응에서는 탄소의 산화수가 +4로 유지되고, 수소와 산소의 산화수도 변하지 않는다. **산화수 변화가 없으므로** 산화·환원 반응에 해당하지 않는다.

선지별 해설

산화·환원 반응에서는 산화수가 증가하는 산화와 산화수가 감소하는 환원이 함께 일어난다. 이 반응들에서 원소 상태의 물질은 산화수 0, 화합물 속 수소는 +1, 산소는 -2이며, 중성 화합물을 이루는 원자들의 산화수 합은 0이다. 아래 O/X는 각 반응이 산화·환원 반응에 해당하는지를 나타낸다.

① O: Mg의 산화수는 0에서 $MgCl_2$ 속 +2로 증가하므로 마그네슘이 산화된다. HCl 속 수소의 산화수는 +1에서 H_2의 0으로 감소하므로 수소가 환원된다. **마그네슘의 산화와 수소의 환원**이 함께 일어난다.

② O: CH_4에서 탄소의 산화수는 -4이고, CO_2에서는 +4이므로 탄소가 산화된다. O_2의 산소는 산화수 0에서 생성물 속 -2로 변하므로 환원된다. 메테인의 연소는 **탄소의 산화와 산소의 환원**이 함께 일어나는 반응이다.

③ X: CO_2와 H_2CO_3에서 탄소의 산화수는 모두 +4이다. 수소는 +1, 산소는 -2로 반응 전후에 유지된다. 따라서 이 반응은 **산화·환원 반응이 아니라** 이산화 탄소가 물과 반응하여 탄산을 만드는 반응이다.

④ O: NO_2에서 질소의 산화수는 +4이다. 이 질소의 일부는 HNO_3 속 +5로 산화되고, 나머지는 NO 속 +2로 환원된다. 같은 반응물의 동일한 원소가 산화와 환원을 함께 겪는 **불균등화 반응**이므로 산화·환원 반응에 해당한다.

NoteBase

문 18. 다음은 평형에 놓여있는 화학 반응이다. 이에 대한 설명으로 옳은 것은?

$SnO_2(s) + 2CO(g) \rightleftharpoons Sn(s) + 2CO_2(g)$

① 반응 용기에 SnO_2를 더 넣어주면 평형은 오른쪽으로 이동한다.
② 평형 상수(K_c)는 $\frac{[CO_2]^2}{[CO]^2}$이다.
③ 반응 용기의 온도를 일정하게 유지하면서 CO의 농도를 증가시키면 평형 상수(K_c)는 증가한다.
④ 반응 용기의 부피를 증가시키면 생성물의 양이 증가한다.

정답 2번

간단한 해설

평형 상수 식에서는 **순수한 고체를 제외**하고, 기체의 평형 농도를 반응 계수만큼 거듭제곱한다. 따라서 이 반응은 $K_c = \frac{[CO_2]^2}{[CO]^2}$로 나타낸다.

선지별 해설

① X: 순수한 고체인 SnO_2와 Sn은 고체상이 존재하는 동안 활동도가 일정하여 평형 상수 식에 포함되지 않는다. 따라서 **SnO_2를 더 넣어도** 기체의 평형 농도는 변하지 않으므로 평형은 이동하지 않는다.

② O: 농도로 나타낸 평형 상수는 생성물의 평형 농도 곱을 반응물의 평형 농도 곱으로 나누며, 각 농도의 지수는 **반응식의 계수**이다. 순수한 고체 SnO_2와 Sn은 제외하고, CO_2와 CO의 계수가 각각 2이므로 $K_c = \frac{[CO_2]^2}{[CO]^2}$이다. 대괄호는 해당 기체의 평형 몰 농도를 뜻한다.

③ X: 평형 상수는 주어진 반응에서 **온도가 일정하면 변하지 않는다**. CO의 농도를 증가시키면 반응 지수 $Q_c = \frac{[CO_2]^2}{[CO]^2}$가 작아져 $Q_c < K_c$가 된다. 이에 따라 CO를 소비하는 오른쪽으로 평형이 이동하지만, 평형 상수 자체는 증가하지 않는다.

④ X: 반응물 쪽과 생성물 쪽의 **기체 반응 계수의 합이 모두 2**이다. 온도가 일정할 때 용기의 부피를 증가시키면 CO와 CO_2의 농도가 같은 비율로 감소하므로, 두 농도의 비와 반응 지수는 변하지 않는다. 따라서 평형은 이동하지 않으며, 부피 증가만으로 생성물의 양이 증가하지 않는다.

NoteBase

문 19. 원자가 결합 이론에 근거한 NO에 대한 설명으로 옳지 않은 것은?

① NO는 각각 한 개씩의 σ결합과 π결합을 가진다.

② NO는 O에 홀전자를 가진다.

③ NO의 형식 전하의 합은 0이다.

④ NO는 O_2와 반응하여 쉽게 NO_2로 된다.

정답 2번

간단한 해설

NO의 홀전자는 원자가 결합 이론에 따른 루이스 구조에서 **O가 아니라 N에** 표시한다. N=O 이중 결합을 형성하고 O의 옥텟을 채우면, N에 비공유 전자쌍 한 쌍과 홀전자 한 개가 남는다.

선지별 해설

① O: NO를 루이스 구조로 나타내면 N과 O 사이에 이중 결합이 있다. 이중 결합은 원자핵을 잇는 축 방향으로 겹쳐 형성되는 **σ결합 한 개와 옆으로 겹쳐 형성되는 π결합 한 개**로 이루어진다.

② X: NO의 원자가 전자는 N의 5개와 O의 6개를 합한 11개이므로, 전자가 모두 쌍을 이룰 수 없다. N=O 이중 결합에 전자 4개, O의 비공유 전자쌍 두 쌍에 4개를 배치하면, 나머지 3개는 N의 비공유 전자쌍 한 쌍과 홀전자 한 개가 된다. 따라서 홀전자는 이 루이스 구조에서 **N에 표시하며**, O는 옥텟을 만족한다.

③ O: 형식 전하는 공유 결합의 전자를 두 원자에 똑같이 나누어 배정했을 때의 전하이다. 원자가 전자 수에서 비공유 전자 수와 배정받은 결합 전자 수를 빼면, N은 $5 - 3 - 2 = 0$, O는 $6 - 4 - 2 = 0$이다. 두 원자의 형식 전하 합은 **중성 분자인 NO의 전체 전하와 같은 0**이다.

④ O: NO는 산소와 쉽게 반응하여 NO_2로 산화된다. 반응식은 $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$이며, 공기 중 산소에 노출되었을 때 이러한 반응이 일어난다.

NoteBase

문 20. 대기 오염 물질에 대한 설명으로 옳지 않은 것은?

① 이산화 황(SO_2)은 산성비의 원인이 된다.

② 휘발성 유기 화합물(VOCs)은 완전 연소된 화석 연료로부터 주로 발생한다.

③ 일산화 탄소(CO)는 혈액 속 헤모글로빈과 결합하여 산소 결핍을 유발한다.

④ 오존(O_3)은 불완전 연소된 탄화수소, 질소 산화물, 산소 등의 반응으로 생성되기도 한다.

정답 2번

간단한 해설

②의 '완전 연소된 화석 연료로부터 주로 발생한다'가 잘못된 설명이다. 휘발성 유기 화합물(VOCs)은 연료·용제의 **증발이나 연료의 불완전 연소** 등으로 배출되며, 탄화수소가 완전 연소하면 이산화 탄소와 물이 생성된다.

선지별 해설

① O: 이산화 황(SO_2)은 대기 중에서 산화되고 물과 반응하여 **황산**을 형성한다. 이 황산이 빗물의 산성도를 높이므로 이산화 황은 산성비의 원인 물질이다.

② X: 휘발성 유기 화합물(VOCs)은 쉽게 기화하는 유기 화합물이다. 연료나 용제가 증발할 때 배출되며, 연료가 불완전 연소할 때에도 미연소 탄화수소 등이 배출된다. 따라서 '완전 연소'를 **'불완전 연소 및 증발'** 등으로 고쳐야 한다. 탄화수소가 완전 연소하면 탄소는 이산화 탄소로, 수소는 물로 전환되므로 완전 연소를 VOCs의 주된 발생 원인으로 볼 수 없다.

③ O: 일산화 탄소(CO)는 산소보다 헤모글로빈에 강하게 결합하여 **혈액의 산소 운반을 방해**한다. 그 결과 조직에 공급되는 산소가 줄어 산소 결핍을 유발한다.

④ O: 불완전 연소로 배출된 탄화수소 등 휘발성 유기 화합물과 질소 산화물은 **햇빛 아래에서 광화학 반응**에 참여한다. 이 과정에서 이산화 질소가 빛에 의해 분해되어 생긴 산소 원자가 산소 분자와 결합하면 오존(O_3)이 생성된다. 따라서 지표 부근의 오존은 이러한 반응으로 대기 중에서 만들어지는 2차 오염 물질이다.

NoteBase