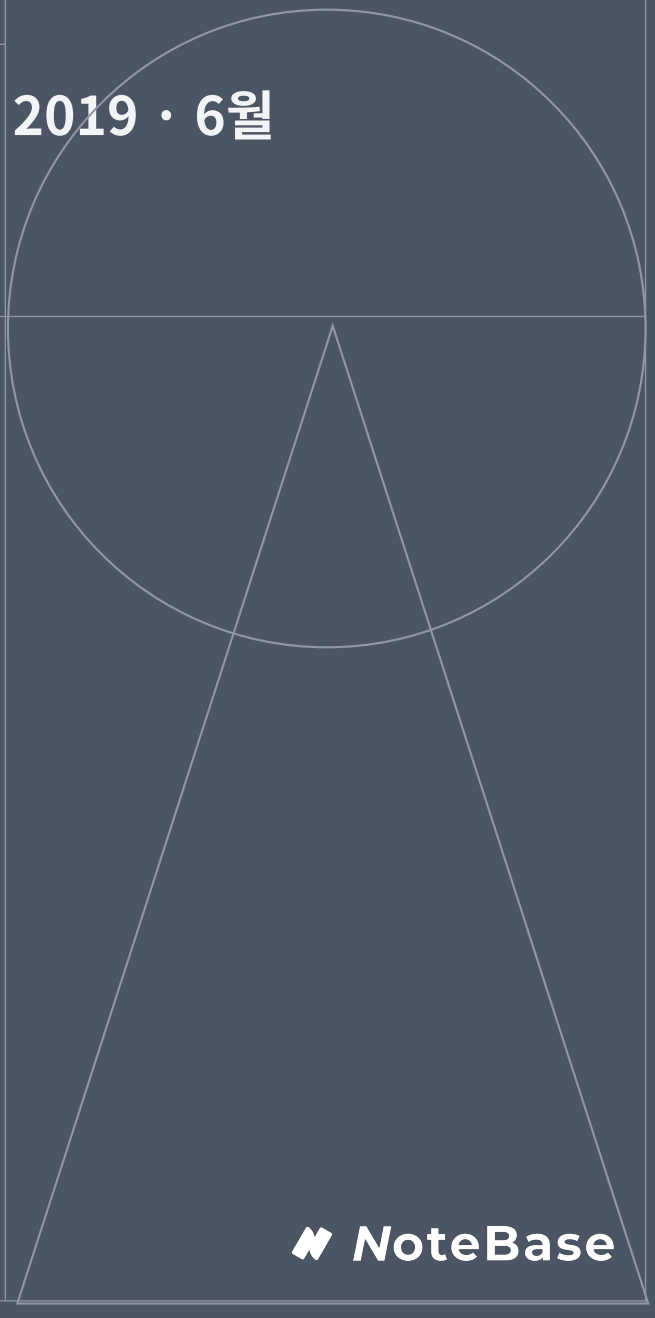
기출OX 해설집

공무원/서울시/9급 · 화학 · 2019 · 6월



NoteBase

기출OX 해설집

공무원/서울시/9급 · 화학 · 2019 · 6월

공무원/서울시/9급 · 화학 · 2019 · 6월

문 1. $^{19}_{9}F^{-}$의 양성자, 중성자, 전자 수가 바르게 적힌 것은?

① 양성자: 9, 중성자: 10, 전자: 9

② 양성자: 10, 중성자: 9, 전자: 9

③ 양성자: 10, 중성자: 9, 전자: 10

④ 양성자: 9, 중성자: 10, 전자: 10

정답 4번

간단한 해설

원자번호 9는 양성자 수이고, 질량수 19에서 이를 빼면 중성자는 10개이다. 음이온의 − 전하는 **전자가 양성자보다 1개 많다**는 뜻이므로 전자는 10개이다.

계산 과정

양성자 수: 원소 기호 왼쪽 아래의 9는 원자번호이며, **원자번호는 양성자 수**를 뜻한다. 따라서 양성자는 9개이다.

중성자 수: 원소 기호 왼쪽 위의 19는 질량수이며, **양성자 수와 중성자 수의 합**이다. 따라서 중성자 수는 19 − 9 = 10개이다.

전자 수: 양성자는 양전하를, 전자는 같은 크기의 음전하를 띠므로 중성 원자에서는 두 입자의 수가 같다. 주어진 F^{-}는 중성 F 원자가 **전자 1개를 얻은 음이온**이므로, 양성자 수는 그대로이고 전자 수는 9 + 1 = 10개이다.

양성자 9개, 중성자 10개, 전자 10개로, ④의 수와 일치한다.

NoteBase

문 2. <보기>는 수소와 질소가 반응하여 암모니아를 만드는 화학 반응식이다. 이에 대한 설명으로 가장 옳은 것은? (단, 수소 원자량은 1.0g/mol, 질소 원자량은 14.0g/mol이다.)

<보기>

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

① 암모니아를 구성하는 수소와 질소의 질량비는 3 : 14이다.

② 암모니아의 몰질량은 34.0g/mol이다.

③ 화학 반응에 참여하는 수소 기체와 질소 기체의 질량비는 3 : 1이다.

④ 2몰의 수소 기체와 1몰의 질소 기체가 반응할 경우 이론적으로 2몰의 암모니아 기체가 생성된다.

정답 1번

간단한 해설

암모니아 NH_3는 질소 원자 1개와 수소 원자 3개로 이루어진다. 원자 수에 각각의 원자량을 곱하면 **수소와 질소의 질량비는 3 : 14**이다.

선지별 해설

화학 반응식의 계수는 반응하거나 생성되는 물질의 몰수비를 나타낸다. 질량을 구할 때는 몰수에 각 물질의 몰질량을 곱한다.

① O: 암모니아 NH_3 1 mol에는 수소 원자 3 mol과 질소 원자 1 mol이 들어 있다. 수소의 질량은 $3 \times 1.0 = 3.0$ g, 질소의 질량은 $1 \times 14.0 = 14.0$ g이므로 **수소 : 질소의 질량비는 3 : 14**이다.

② X: 몰질량은 물질 1 mol의 질량이다. 암모니아 1 mol을 구성하는 수소와 질소의 질량을 더하면 $3.0 + 14.0 = 17.0$ g이므로 암모니아의 몰질량은 **17.0 g/mol**이다. 34.0 g은 암모니아 2 mol의 질량이다.

③ X: 반응식에서 수소 기체와 질소 기체의 계수비 3 : 1은 **질량비가 아니라 몰수비**이다. 수소 기체 H_2의 몰질량은 2.0 g/mol, 질소 기체 N_2의 몰질량은 28.0 g/mol이다. 따라서 수소 기체 3 mol의 질량은 $3 \times 2.0 = 6.0$ g이고 질소 기체 1 mol의 질량은 28.0 g이므로, 반응에 참여하는 두 기체의 질량비는 6 : 28 = 3 : 14이다.

④ X: 질소 기체 1 mol이 모두 반응하려면 수소 기체 3 mol이 필요하지만, 주어진 수소 기체는 2 mol뿐이다. 따라서 **수소 기체가 먼저 소모되어 생성량을 제한**한다. 수소 기체 2 mol과 반응하는 질소 기체는 $\frac{2}{3}$ mol이므로 질소는 남는다. 수소 기체 3 mol에서 암모니아 2 mol이 생성되는 관계를 적용하면 암모니아의 이론적 생성량은 $2 \times \frac{2}{3} = \frac{4}{3}$ mol이다. 암모니아 2 mol을 생성하려면 수소 기체가 3 mol 있어야 한다.

NoteBase

문 3. 물에 1몰이 녹았을 때 1몰의 A^{2+}와 2몰의 B^- 이온으로 완전히 해리되는 미지의 고체 시료 AB_2를 생각해 보자. AB_2 15g을 물 250g에 녹였을 때 물의 끓는점이 1.53K 증가함이 관찰되었다. AB_2의 몰질량[g/mol]은 얼마인가? (단, 물의 끓는점 오름 상수(K_b)는 0.51K·kg·mol^{-1}로 한다.)

① 30

② 40

③ 60

④ 80

정답 3번

간단한 해설

AB_2는 완전히 해리되어 **1몰당 이온 3몰**을 만들므로, 끓는점 오름을 계산할 때 입자 수 증가를 반영해야 한다. 이 조건에서 AB_2의 몰랄 농도는 1.00 mol/kg이고, 물 0.250 kg에 녹은 양은 0.250 mol이므로 몰질량은 60 g/mol이다.

계산 과정

1. 해리에 따른 입자 수: AB_2 1몰이 A^{2+} 1몰과 B^- 2몰로 완전히 해리되므로, 용액 속 이온은 총 3몰이 된다. 따라서 해리에 따른 입자 수 증가를 나타내는 반트호프 인자는 i = 3이다. 끓는점 오름은 용질 입자 수에 비례하므로, 이 문제에서는 $\Delta T_b = iK_b m$을 적용한다. 여기서 m은 **해리 전 AB_2의 몰수를 기준으로 한 몰랄 농도**이다.

2. 몰랄 농도: 주어진 끓는점 오름 1.53 K와 끓는점 오름 상수 0.51 K·kg·mol^{-1}을 대입하면 $m = \frac{1.53}{3 \cdot 0.51} = 1.00\text{mol/kg}$이다. 이는 물 1 kg당 AB_2 1.00 mol이 녹아 있다는 뜻이며, 해리 후 모든 이온의 몰랄 농도를 합하면 그 3배가 된다.

3. AB_2의 몰수: 몰랄 농도의 분모는 **용액 전체가 아니라 용매의 질량**이다. 물 250 g은 0.250 kg이므로, 녹인 AB_2의 몰수는 1.00 mol/kg × 0.250 kg = 0.250 mol이다.

4. 몰질량: 몰질량 M은 물질의 질량을 몰수로 나눈 값이다. AB_2 15 g이 0.250 mol이므로 $M = \frac{15}{0.250} = 60\text{g/mol}$이다. 이는 ③의 60에 해당한다.

NoteBase

문 4. $-d[W]/dt = k[W]^2$로 반응속도가 표현되는 화학종 W를 포함하는 화학 반응에 대하여, 가장 반감기를 짧게 만들 수 있는 방법으로 옳은 것은?

① W의 초기 농도를 3배로 높인다.

② 속도상수 k를 3배로 크게 한다.

③ W의 초기 농도를 10배로 높인다.

④ 속도상수 k와 W의 초기 농도를 각각 3배로 크게 한다.

정답 3번

간단한 해설

이 반응의 반감기는 $t_{1/2} = \frac{1}{k[W]_0}$이므로 **속도상수와 초기 농도의 곱에 반비례**한다. 초기 농도를 10배로 높이면 반감기가 원래의 $\frac{1}{10}$로 줄어, 두 값을 각각 3배로 높일 때의 $\frac{1}{9}$보다 짧다.

선지별 해설

반감기는 W의 농도가 초기 농도 $[W]_0$의 절반이 될 때까지 걸리는 시간이다. 주어진 속도식은 W에 대한 2차 반응의 속도식이며, k가 일정할 때 적분 속도식은 $\frac{1}{[W]} - \frac{1}{[W]_0} = kt$이다. 여기에 $[W] = \frac{[W]_0}{2}$를 대입하면 $t_{1/2} = \frac{1}{k[W]_0}$을 얻는다. 따라서 **k와 초기 농도의 곱이 클수록 반감기가 짧다**. 변경 전 반감기를 T라 두고 각 방법을 비교한다.

① 초기 농도를 3배로 높이면 $k[W]_0$가 3배가 되므로 반감기는 $\frac{T}{3}$이 된다.

② 속도상수 k를 3배로 크게 해도 $k[W]_0$가 3배가 되므로 반감기는 $\frac{T}{3}$이 된다.

③ 초기 농도를 10배로 높이면 $k[W]_0$가 10배가 되므로 반감기는 $\frac{T}{10}$이 된다.

④ 속도상수와 초기 농도를 각각 3배로 크게 하면 두 증가 배율은 **더하는 것이 아니라 곱한다**. $k[W]_0$가 $3 \times 3 = 9$배가 되므로 반감기는 $\frac{T}{9}$이 된다.

$\frac{T}{10} < \frac{T}{9} < \frac{T}{3}$이므로, ③의 초기 농도를 10배로 높이는 방법이 반감기를 가장 짧게 만든다.

NoteBase

문 5. 암모니아의 합성 반응이 <보기>에 제시되었으며, 특정 실험 온도에서 K값이 6.0×10^{-2}으로 알려져 있다. 해당 온도에서 초기 농도가 $[N_2] = 1.0M$, $[H_2] = 1.0 \times 10^{-2}M$, $[NH_3] = 1.0 \times 10^{-4}M$일 때, 평형에 도달하기 위해 화학 반응이 이동하는 방향을 예측한다면?

<보기>

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

① 정반응과 역반응 모두 일어나지 않는다.

② 정반응 방향

③ 역반응 방향

④ 정반응과 역반응의 속도가 같다.

정답 2번

간단한 해설

초기 농도로 계산한 반응 지수는 $Q = 1.0 \times 10^{-2}$로, 평형 상수 $K = 6.0 \times 10^{-2}$보다 작다. 따라서 암모니아를 더 생성하는 **정반응 방향**으로 진행하여 평형에 도달한다.

계산 과정

1. 반응 지수 설정: 반응 지수 Q는 현재 농도를 평형 상수식에 대입한 값이다. 반응식의 계수가 각 농도의 지수가 되므로, 이 반응에서는 $Q = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$이다. 대괄호는 몰 농도를 뜻하며, 주어진 초기 농도를 대입한 Q를 **같은 온도의 평형 상수 K**와 비교한다.

2. 초기 반응 지수 계산: 분자는 $(1.0 \times 10^{-4})^2 = 1.0 \times 10^{-8}$이고, 분모는 $1.0 \cdot (1.0 \times 10^{-2})^3 = 1.0 \times 10^{-6}$이다. 따라서 $Q = \frac{1.0 \times 10^{-8}}{1.0 \times 10^{-6}} = 1.0 \times 10^{-2}$이다.

3. 반응 방향 판단: $Q < K$이므로, 현재는 평형에 비해 반응물에 대한 생성물의 농도 비가 작다. **암모니아가 생성되는 정반응**이 우세하게 진행되면 분자는 커지고 분모는 작아져 Q가 증가하며, $Q = K$가 될 때 평형에 도달한다. 이때까지 정반응 속도가 역반응 속도보다 크며, 역반응이 전혀 일어나지 않는 것은 아니다.

따라서 평형에 도달하기 위한 반응의 이동 방향은 ②의 정반응 방향이다.

NoteBase

문 6. 25℃에서 어떤 수용액의 $[H^+] = 2.0 \times 10^{-5}$M일 때, 이 용액의 $[OH^-]$ 값[M]으로 옳은 것은?

① 2.0×10^{-5}

② 3.0×10^{-6}

③ 4.0×10^{-8}

④ 5.0×10^{-10}

정답 4번

간단한 해설

25℃에서는 **수소 이온 농도와 수산화 이온 농도의 곱**이 1.0×10^{-14}이다. 이를 주어진 수소 이온 농도로 나누면 수산화 이온 농도는 5.0×10^{-10}M이다.

계산 과정

물의 이온곱: 대괄호는 각 이온의 몰 농도를 뜻한다. 25℃의 수용액에서는 $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$이다. 두 농도의 **곱이 일정**하므로, 수소 이온 농도를 알면 물의 이온곱을 그 농도로 나누어 수산화 이온 농도를 구한다.

농도 계산: 위 관계를 정리하면 $[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$이다. 주어진 값을 대입하면 $[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{2.0 \times 10^{-5}}$M이다. 계수는 $1.0 \div 2.0 = 0.50$이고, 지수는 $-14 - (-5) = -9$이므로 0.50×10^{-9}M을 얻는다.

결과: $0.50 \times 10^{-9} = 5.0 \times 10^{-10}$이므로 수산화 이온 농도는 5.0×10^{-10}M이며, ④의 값과 일치한다.

NoteBase

문 7. 외벽이 완전히 단열된 6kg의 철 용기에 담긴 물 23kg이 20°C의 온도에서 평형상태에 존재한다. 이 물에 온도가 70°C인 10kg의 철 덩어리를 넣고 평형에 도달하게 하였을 때 물의 최종 온도[°C]는? (단, 팽창 또는 수축에 의한 영향은 무시한다. 모든 비열은 온도에 무관하다고 가정하며, 물의 비열은 4kJ·kg^{-1}·°C^{-1}, 철의 비열은 0.5kJ·kg^{-1}·°C^{-1}로 한다.)

① 20

② 22.5

③ 25

④ 27.5

정답 2번

간단한 해설

단열되어 있으므로 뜨거운 철 덩어리가 잃는 열량은 **물과 철 용기가 함께 얻는 열량**과 같다. 물뿐 아니라 용기의 열용량도 포함해 열수지를 세우면 최종 온도는 22.5°C이다.

계산 과정

1. 열수지 설정: 물과 철 용기는 처음에 20°C로 평형을 이루고, 철 덩어리는 70°C이다. 최종 평형에서는 세 물체의 온도가 모두 같으므로 이를 T(°C)라 둔다. 외벽이 단열되어 외부와 열을 주고받지 않고 팽창·수축의 영향도 무시하므로, **철 덩어리가 잃은 열량과 물·용기가 얻은 열량이 같다**.

2. 열용량 계산: 비열이 일정할 때 온도 변화에 따른 열량은 $Q = mc\Delta T$이며, 질량과 비열의 곱 mc가 열용량이다. 물의 열용량은 $23 \times 4 = 92$ kJ/°C, 철 용기는 $6 \times 0.5 = 3$ kJ/°C, 철 덩어리는 $10 \times 0.5 = 5$ kJ/°C이다. 따라서 처음 20°C인 물과 용기의 합계 열용량은 $92 + 3 = 95$ kJ/°C이다. **단열된 용기 자체도 온도가 올라가며 열을 흡수**하므로 이 3 kJ/°C를 포함한다.

3. 평형 온도 계산: 철 덩어리의 온도 하강 폭은 $70 - T$, 물과 용기의 온도 상승 폭은 $T - 20$이다. 열용량에 각 온도 변화량을 곱해 열수지를 세우면 다음과 같다.
$5(70 - T) = 95(T - 20)$
이를 정리하면 $100T = 2250$이므로 $T = \frac{2250}{100} = 22.5$이다.

물의 최종 온도는 22.5°C이며, 선택지 ②의 값과 일치한다.

NoteBase

문 8. KOH(aq)와 $Fe(NO_3)_2$(aq)의 균형이 맞추어진 화학 반응식에서 반응물과 생성물의 모든 계수의 합은?

① 3

② 4

③ 5

④ 6

정답 4번

간단한 해설

철(II) 이온 1개가 수산화 이온 2개와 결합하여 **수산화 철(II) 침전**을 만든다. 이에 맞춘 최소 정수 계수는 2, 1, 1, 2이므로, **생략된 계수 1까지** 더한 합은 6이다.

계산 과정

생성물 결정: 수용액에서 KOH는 K^+와 OH^-로, $Fe(NO_3)_2$는 Fe^{2+}와 NO_3^-로 해리된다. 철(II) 이온과 수산화 이온은 전하가 상쇄되는 1:2의 비로 결합하여 물에 잘 녹지 않는 $Fe(OH)_2$ 침전을 만든다. 나머지 이온에 해당하는 KNO_3는 수용액에 남는다.

계수 맞추기: 화학 반응 전후에는 **각 원소의 원자 수가 보존**되어야 한다. $Fe(NO_3)_2$와 $Fe(OH)_2$의 계수를 각각 1로 두면, $Fe(OH)_2$의 수산화기 2개를 공급하기 위해 KOH의 계수가 2가 된다. 그러면 칼륨 원자가 2개이므로 KNO_3의 계수도 2가 되어, 질산 이온의 수도 양쪽에서 2개로 같아진다.

균형 반응식: 계수는 최소 정수비로 나타낸다. 다음 식에서 (aq)는 수용액 상태, (s)는 고체 상태를 뜻한다.
aligned&2KOH(aq)+Fe(NO_3)_2(aq)&→Fe(OH)_2(s)+2KNO_3(aq)aligned

계수의 합: **표시하지 않은 계수는 1**이므로 반응물과 생성물의 모든 계수를 더하면 2 + 1 + 1 + 2 = 6이다. 이는 ④의 값에 해당한다.

NoteBase

문 9. <보기>의 물질 중 입체수(SN, steric number)가 다른 물질은?

<보기>

ㄱ. SF_4 ㄴ. CF_4

ㄷ. XeF_2 ㄹ. PF_5

① ㄱ

② ㄴ

③ ㄷ

④ ㄹ

정답 2번

간단한 해설

CF_4는 중심 원자 C에 결합한 F가 4개이고 비공유 전자쌍이 없어 **입체수가 4**이다. 나머지 세 물질은 결합한 원자 수와 비공유 전자쌍 수를 합하면 모두 5이다.

선지별 해설

입체수(SN)는 중심 원자에 결합한 원자 수와 중심 원자의 비공유 전자쌍 수를 합한 값이다. 따라서 결합한 원자 수만 세지 말고 **비공유 전자쌍도 포함**해야 한다.

ㄱ. SF_4: S의 원자가전자는 6개이다. F 4개와 단일 결합을 형성하면 S에 비공유 전자쌍 1개가 남는다. 따라서 입체수는 4 + 1 = 5이다.

ㄴ. CF_4: C의 원자가전자는 4개이며, F 4개와 단일 결합을 형성하면 C에 **비공유 전자쌍이 남지 않는다**. 따라서 입체수는 4 + 0 = 4이다.

ㄷ. XeF_2: Xe의 원자가전자는 8개이다. F 2개와 단일 결합을 형성하면 Xe에 남는 전자 6개가 **비공유 전자쌍 3개**를 이룬다. 따라서 입체수는 2 + 3 = 5이다.

ㄹ. PF_5: P의 원자가전자는 5개이며, F 5개와 단일 결합을 형성하면 P에 비공유 전자쌍이 남지 않는다. 따라서 입체수는 5 + 0 = 5이다.

SF_4, XeF_2, PF_5의 입체수는 모두 5이고, CF_4만 4이다. 따라서 입체수가 다른 물질은 ㄴ의 CF_4이며, ②에 해당한다.

NoteBase

문 10. <보기>에 제시된 이상 기체 및 실제 기체에 대한 방정식을 설명한 것으로 가장 옳지 않은 것은?

<보기>
이상 기체 방정식 : $PV = nRT$
실제 기체 방정식 : $[P + a(n/V)^2] \times (V - nb) = nRT$

① 실제 기체 입자들 사이에서 작용하는 인력을 고려할 때, 일정한 압력에서 온도가 낮을수록 실제 기체는 이상 기체에 가까워진다.
② 실제 기체 입자들 사이에서 작용하는 인력을 보정하기 위해 P대신 $[P+a(n/V)^2]$를 사용한다.
③ 실제 기체는 기체 입자가 부피를 가지고 있으므로 이를 보정하기 위해 V대신 V−nb를 사용한다.
④ 실제 기체는 낮은 압력일수록 이상 기체에 근접한다.

정답 1번

간단한 해설

일정한 압력에서 온도가 낮아지면 분자 간 인력의 상대적 영향이 커진다. 실제 기체는 일반적으로 **온도가 높고 압력이 낮을수록** 이상 기체에 가까워진다.

선지별 해설

① X: 일정한 압력에서 온도가 낮아지면 분자의 평균 운동 에너지가 감소하여 분자 간 인력의 상대적 영향이 커진다. 따라서 인력을 무시하는 이상 기체의 거동에서 벗어나기 쉽다. 선지의 '온도가 낮을수록'은 **'온도가 높을수록'**으로 고쳐야 한다.

② O: 분자 간 인력은 용기 벽을 향하는 분자를 안쪽으로 끌어당겨 벽에 전달되는 운동량을 감소시킨다. 따라서 측정 압력 P는 인력이 없을 때보다 작으며, 이를 보정하려면 **압력 보정항을 더한** $P + a(\frac{n}{V})^2$을 사용한다. 여기서 a는 인력의 크기와 관련된 기체 고유의 상수이고, n은 기체의 몰수, V는 용기의 부피이다.

③ O: 실제 기체 입자는 유한한 크기를 가지므로 입자가 자유롭게 이동할 수 있는 부피는 용기 전체 부피보다 작다. 따라서 부피에는 **배제 부피를 빼는 보정**을 하여 $V - nb$를 사용한다. b는 입자의 크기에 따른 몰당 배제 부피를 나타내는 기체 고유의 상수이고, nb는 전체 기체에 대한 부피 보정량이다.

④ O: 같은 온도에서 압력이 낮아지면 기체가 차지하는 부피가 커지고 분자 사이의 평균 거리가 멀어진다. 그 결과 **분자 간 인력과 입자 자체 부피의 영향이 작아져** 이상 기체에 가까워진다. 반데르발스 방정식에서도 압력 보정항과 전체 부피에 대한 nb의 비중이 작아지면 이상 기체 방정식 $PV = nRT$에 가까워진다.

NoteBase

문 11. 완충 용액에 대한 설명 중 가장 옳지 않은 것은?

① 완충 용액은 약산과 그 짝염기의 혼합으로 만들 수 있다.

② 완충 용액은 약염기와 그 짝산의 혼합으로 만들 수 있다.

③ 완충 용액은 센산(strong acid)이나 센염기(strong base)가 조금 가해졌을 때 pH가 잘 변하지 않는다.

④ 완충 용량은 pH가 완충 용액에서 사용하는 약산의 pK_a에 근접할수록 작아진다.

정답 4번

간단한 해설

같은 약산·짝염기 계에서 총농도가 일정할 때, pH가 pK_a에 가까워지면 두 성분의 농도가 비슷해져 **완충 용량이 커진다**. 두 성분의 농도가 같은 pH = pK_a 부근에서 산과 염기의 첨가에 가장 효과적으로 대응한다.

선지별 해설

① O: 약산과 그 짝염기가 함께 충분히 존재하면 완충 용액을 만들 수 있다. 예를 들어 아세트산과 아세트산 나트륨을 섞으면, 약산인 아세트산과 그 짝염기인 아세트산 이온이 함께 존재한다.

② O: 약염기와 그 짝산이 함께 충분히 존재해도 완충 용액을 만들 수 있다. 예를 들어 암모니아와 염화암모늄을 섞으면, 약염기인 암모니아와 그 짝산인 암모늄 이온이 함께 존재한다.

③ O: 센산이 소량 첨가되면 완충 용액의 염기 성분이 수소 이온을 받아들이고, 센염기가 소량 첨가되면 산 성분이 수산화 이온과 반응한다. 이 때문에 pH 변화가 작다. 다만 **완충 용량을 넘는 양**의 산이나 염기를 넣으면 pH가 크게 변할 수 있다.

④ X: 완충 용량은 pH를 일정하게 유지하며 산이나 염기의 첨가에 저항하는 능력이다. 약산을 HA, 짝염기를 A^-라 하면, 일반적인 완충 조건에서 $pH = pK_a + \log\frac{[A^-]}{[HA]}$가 성립한다. 따라서 pH가 pK_a와 같을 때 약산과 짝염기의 농도가 같다. 동일한 약산·짝염기 계에서 총농도가 일정하면, 두 성분이 비슷한 양으로 존재할수록 첨가된 산과 염기에 모두 효과적으로 대응하므로 pH = pK_a 부근에서 완충 용량이 가장 크다. 선지의 '작아진다'는 **'커진다'**로 고쳐야 한다.

NoteBase

문 12. 약산인 아질산(HNO_2)은 0.23M의 초기 농도를 갖는 수용액일 때 2.0의 pH를 갖는다. 아질산의 산 이온화 상수(acid ionization constant)인 K_a는?

① 1.8×10^{-5}

② 1.7×10^{-4}

③ 4.5×10^{-4}

④ 7.1×10^{-4}

정답 3번

간단한 해설

pH가 2.0이면 하이드로늄 이온과 아질산 이온의 농도는 각각 0.010 M이다. **이온화되지 않고 남은 아질산의 농도** 0.22 M을 분모에 넣으면 $K_a \approx 4.5 \times 10^{-4}$이다.

계산 과정

pH로부터 하이드로늄 이온의 평형 농도를 구한다. $\text{pH} = -\log[H_3O^+]$이므로 $[H_3O^+] = 10^{-2.0} = 0.010\text{M}$이다.

아질산의 이온화 반응은 $HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_2^-$이다. 물 자체의 이온화로 생기는 하이드로늄 이온은 이 농도에서 무시할 수 있다. 아질산 한 분자가 이온화될 때 두 이온이 각각 하나씩 생기므로, 아질산 이온의 평형 농도도 0.010 M이다. 이온화된 아질산의 농도만큼 초기 농도에서 빼면 **남아 있는 아질산의 평형 농도**는 0.23 − 0.010 = 0.22 M이다.

산 이온화 상수는 $K_a = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$이다. 물은 용매이므로 이 식에 농도 항을 따로 넣지 않는다. 구한 평형 농도를 대입하면 $K_a = \frac{0.010 \times 0.010}{0.22} \approx 4.5 \times 10^{-4}$이다.

계산한 4.5×10^{-4}는 ③의 값과 일치한다.

NoteBase

문 13. PCl_3 **분자의 VSEPR 구조와** PCl_3 **분자에서 P 원자의 형식 전하를 옳게 짝지은 것은?**

① 삼각평면 / +1

② 삼각평면 / 0

③ 사면체 / +1

④ 사면체 / 0

정답 4번

간단한 해설

P 주위에는 결합 전자쌍 3개와 비공유 전자쌍 1개가 있어, 전자쌍 배치는 **사면체**이다. P에 비공유 전자 2개와 각 결합의 전자 1개씩을 배정하면 원자가 전자 수 5개와 같아 **형식 전하는 0**이다.

구성 요소별 해설

VSEPR 구조: PCl_3의 총 원자가 전자는 $5 + 7 \times 3 = 26$개이다. P를 중심으로 P–Cl 단일 결합 3개를 만들고 각 Cl의 옥텟을 채우면, 남는 전자 2개는 P의 비공유 전자쌍이 된다. 따라서 P 주위에는 결합 전자쌍 3개와 비공유 전자쌍 1개, 총 4개의 전자 영역이 있다. 이들이 반발을 줄이도록 배치되므로 **전자쌍 배치는 사면체**이다.
삼각평면은 전자 영역이 3개일 때의 배치이므로 여기에 해당하지 않는다. 다만 비공유 전자쌍을 제외하고 원자들의 위치만 나타내는 **분자 모양은 삼각뿔형**이다. 선지의 사면체는 비공유 전자쌍까지 포함한 전자쌍 배치를 뜻한다.

P의 형식 전하: 형식 전하는 결합 전자를 두 원자에 똑같이 나누어 배정할 때의 전하이다. 원자가 전자 수에서 비공유 전자 수와 결합 전자 수의 절반을 빼서 구한다. P의 원자가 전자는 5개, 비공유 전자는 2개, 세 단일 결합의 결합 전자는 6개이므로 $5 - 2 - \frac{6}{2} = 0$이다. 즉 P에 배정되는 전자는 $2 + 3 = 5$개이므로 **형식 전하는 +1이 아니라 0**이다.

전자쌍 배치와 P의 형식 전하를 짝지으면 '사면체 / 0'이며, ④에 해당한다.

NoteBase

문 14. 다음 중에서 가장 작은 이온 반지름을 가지는 이온은?

① F^-

② Mg^{2+}

③ O^{2-}

④ Ne

정답 2번

간단한 해설

세 이온은 모두 전자가 10개이므로 **양성자 수가 많을수록** 전자구름을 더 강하게 끌어당겨 반지름이 작아진다. Mg^{2+}는 양성자가 12개로 가장 많아 이온 반지름이 가장 작다.

선지별 해설

전자 수와 전자 배치가 같은 입자들을 등전자 입자라고 한다. 등전자 이온은 전자가 차지하는 전자껍질이 같으므로, **핵의 양전하가 클수록** 전자를 더 강하게 끌어당겨 반지름이 작아진다.

① F^-: 원자번호가 9이므로 양성자는 9개이고, 전자를 1개 얻었으므로 전자는 10개이다. Mg^{2+}와 전자 수는 같지만 양성자 수가 적어 전자를 끌어당기는 힘이 약하므로 반지름이 더 크다.

② Mg^{2+}: 원자번호가 12이므로 양성자는 12개이고, 전자를 2개 잃었으므로 전자는 10개이다. 세 이온 중 **양성자 수가 가장 많아** 전자구름을 가장 강하게 끌어당기므로 반지름이 가장 작다.

③ O^{2-}: 원자번호가 8이므로 양성자는 8개이고, 전자를 2개 얻었으므로 전자는 10개이다. 세 이온 중 양성자 수가 가장 적어 전자를 끌어당기는 힘이 가장 약하므로 반지름이 가장 크다.

④ Ne: 원자번호가 10이며 양성자와 전자가 각각 10개인 **중성 원자**이다. 다른 세 이온과 전자 수는 같지만, 이온이 아니므로 이온 반지름이 가장 작은 이온으로 고를 수 없다.

세 이온의 반지름은 $O^{2-} > F^- > Mg^{2+}$이므로 가장 작은 이온은 ②의 Mg^{2+}이다.

NoteBase

문 15. 탄소($C(s)$), 수소($H_2(g)$), 메테인($CH_4(g)$)의 연소 반응 (생성물은 기체 이산화탄소와 액체 물 또는 두 물질 중 하나임.)은 각각 순서대로 390kJ/mol, 290kJ/mol, 890kJ/mol의 열을 방출하는 반응이다. <보기> 반응에서 방출하는 열 [kJ/mol]은?

<보기> $C(s) + 2H_2(g) \rightarrow CH_4(g)$

① 80

② 210

③ 1,570

④ 1,860

정답 1번

간단한 해설

탄소 1 mol과 수소 2 mol을 직접 연소시키거나 메테인을 거쳐 연소시킬 때, 총 방출열은 **헤스 법칙에 따라 같다**.
따라서 메테인 생성 반응에서 방출하는 열은 $390 + 2 \times 290 - 890 = 80$ kJ/mol이다.

NoteBase

계산 과정

헤스 법칙에 따르면 **출발 물질과 최종 생성물의 상태가 같으면** 반응 경로가 달라도 전체 반응열은 같다. 주어진 연소열은 각 물질 1 mol이 연소할 때 방출하는 열이며, 연소 생성물은 기체 이산화탄소와 액체 물이다.

탄소와 수소를 직접 연소시키는 경로: 탄소 1 mol은 다음과 같이 연소하며 390 kJ을 방출한다.
$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$
수소의 연소 반응은 다음과 같다.
$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$
<보기>에서 수소는 **2 mol이므로 연소열도 2배**로 계산한다. 탄소 1 mol과 수소 2 mol이 모두 연소하면 기체 이산화탄소 1 mol과 액체 물 2 mol이 생기며, 총 $390 + 2 \times 290 = 970$ kJ을 방출한다.

메테인을 거쳐 연소시키는 경로: 먼저 <보기> 반응으로 탄소 1 mol과 수소 2 mol에서 메테인 1 mol을 만든 뒤, 다음 반응으로 연소시킨다.
$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)$
메테인의 연소 단계에서는 890 kJ이 방출된다. 이 경로도 같은 양의 산소를 소비하고 같은 상태의 이산화탄소와 물을 생성하므로, 두 단계에서 방출하는 열의 합은 직접 연소 경로의 970 kJ과 같다.

<보기> 반응 1 mol당 방출하는 열을 Q kJ이라 두면 $Q + 890 = 970$이다. 따라서 $Q = 970 - 890 = 80$이며, 구하는 방출열은 80 kJ/mol로 ①의 값에 해당한다. 방출열을 양수로 나타낸 값이며, 반응 엔탈피 변화는 −80 kJ/mol이다.

NoteBase

문 16. 어떤 동핵 이원자 분자(X_2)의 전자 배치는 <보기>와 같다. 이 분자의 결합 차수는 얼마인가?

<보기>
$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p})^2(\pi_{2p})^4(\pi_{2p}^*)^4$

① 1
② 1.5
③ 2
④ 2.5

정답 1번

간단한 해설

결합성 오비탈의 전자는 8개, 반결합성 오비탈의 전자는 6개이다. 결합 차수는 **두 전자 수 차이의 절반**이므로 $\frac{8-6}{2}=1$이다.

계산 과정

결합 차수는 결합성 전자가 결합을 강화하고 반결합성 전자가 결합을 약화시키는 효과를 함께 반영한다. 결합성 전자 수를 N_b, 반결합성 전자 수를 N_a라 하면 결합 차수=(N_b-N_a)/(2)이다. 전자 2개가 한 결합에 해당하므로 전자 수의 차이를 2로 나눈다.

결합성 전자 수: 별표가 없는 σ_{2s}, σ_{2p}, π_{2p}에 각각 전자가 2개, 2개, 4개 들어 있다. 따라서 결합성 전자는 2 + 2 + 4 = 8개이다.

반결합성 전자 수: **별표가 있는 오비탈**은 반결합성 오비탈이다. σ_{2s}^*에 2개, π_{2p}^*에 4개가 들어 있으므로 반결합성 전자는 2 + 4 = 6개이다. 각 괄호 바깥의 위첨자는 해당 오비탈에 배치된 전자 수를 나타낸다.

결합 차수 계산: $\frac{8-6}{2}=1$이다. 이는 단일 결합에 해당하며, 결합 차수에는 단위가 없다. 계산값 1은 ①과 일치한다.

NoteBase

문 17. 미지의 화학종 A가 포함된 두 가지 반쪽반응의 표준환원전위(E°)는 각각 $E^\circ(A^{2+}|A) = +0.3V$와 $E^\circ(A^{+}|A) = +0.4V$이다. 이를 바탕으로 계산한 $E^\circ(A^{2+}|A^{+})$ 값[V]은?

① +0.2

② +0.1

③ −0.1

④ −0.2

정답 1번

간단한 해설

반응을 합칠 때 더할 수 있는 것은 전위 자체가 아니라 **전자 수를 반영한 표준 깁스 자유 에너지 변화**이다. 전체 환원은 전자 2개, 두 단계의 환원은 각각 전자 1개가 관여하므로, 구하는 표준환원전위는 +0.2 V이다.

계산 과정

전위와 반응 에너지의 관계: 표준환원전위는 $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$와 연결된다. 여기서 ΔG°는 표준 깁스 자유 에너지 변화, n은 반응식에서 이동하는 전자 수, F는 패러데이 상수이다. 반응식을 합칠 때는 **전위가 아니라 자유 에너지 변화를 더한다**. 따라서 전위를 연결하려면 각 반응의 전자 수를 반영해야 한다.

반쪽반응의 연결: 전체 환원 $A^{2+} + 2e^- \rightarrow A$의 표준환원전위는 +0.3 V이다. 이를 $A^{2+} + e^- \rightarrow A^{+}$와 $A^{+} + e^- \rightarrow A$로 나누면, 두 식을 더할 때 중간 화학종인 A^{+}가 소거되어 전체 환원이 된다. 첫 단계의 전위를 x, 둘째 단계의 전위를 +0.4 V로 둔다. **전체 반응의 전자 수는 2, 각 단계의 전자 수는 1**이다.

자유 에너지의 합으로 계산: 전체 반응의 자유 에너지 변화는 두 단계의 합이므로 $-2F \cdot 0.3 = -F \cdot x - F \cdot 0.4$이다. 양변을 $-F$로 나누면 $2 \cdot 0.3 = x + 0.4$이고, 따라서 $x = 2 \cdot 0.3 - 0.4 = +0.2$이다. 전위만 단순히 빼면 전자 수의 차이를 반영하지 못한다.

구하는 표준환원전위는 +0.2 V이며, ①의 값과 일치한다.

NoteBase

문 18. S^{2-} 이온의 전자 배치를 옳게 나타낸 것은?

① $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

② $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

③ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^2$

④ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2$

정답 2번

간단한 해설

황 원자는 전자가 16개이며, S^{2-}는 전자 2개를 얻어 **전자가 18개**가 된다. 바닥상태에서는 추가된 전자가 3p 부껍질을 채워 전자 배치가 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$이 된다.

계산 과정

전자 수: 황(S)의 원자번호는 16이므로 중성 황 원자는 전자가 16개이다. S^{2-}의 −2 전하는 양성자보다 **전자가 2개 더 많다**는 뜻이므로, 전자 수는 16 + 2 = 18개이다.

전자 배치: 별도의 들뜬상태 조건이 없으므로 바닥상태의 전자 배치를 구한다. 전자는 에너지가 낮은 부껍질부터 채워지며, 이 경우에는 1s → 2s → 2p → 3s → 3p 순서로 채운다. s 부껍질에는 최대 2개, p 부껍질에는 최대 6개의 전자가 들어간다. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$에 들어간 전자는 2 + 2 + 6 + 2 = 12개이므로, 남은 6개는 3p에 들어간다. 따라서 S^{2-}의 바닥상태 전자 배치는 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$이다.

선택지 대조: 도출한 전자 배치는 ②와 일치한다. ①은 전자가 16개인 중성 황 원자의 바닥상태 배치이다. ③과 ④는 전자 수는 18개이지만, **3p를 다 채우기 전에** 각각 3d와 4s에 전자를 배치했으므로 S^{2-}의 바닥상태 배치에 해당하지 않는다. 이 전자들은 3p에 들어가 $3p^6$을 이루어야 한다.

NoteBase

문 19. HSO_4^- ($K_a = 1.2 \times 10^{-2}$), HNO_2 ($K_a = 4.0 \times 10^{-4}$), HOCl ($K_a = 3.5 \times 10^{-8}$), NH_4^+ ($K_a = 5.6 \times 10^{-10}$) **중 1M의 수용액을 형성하였을 때 가장 높은 pH를 보이는 일양성자산은?**

① HSO_4^-

② NH_4^+

③ HOCl

④ HNO_2

정답 2번

간단한 해설

같은 농도의 일양성자산은 **산 해리 상수가 작을수록** 수소 이온을 적게 내놓아 pH가 높다. NH_4^+는 주어진 산 중 K_a가 가장 작으므로 1 M 수용액의 pH가 가장 높다.

선지별 해설

산 해리 상수 K_a는 산이 물에서 수소 이온을 내놓는 반응의 평형 상수이다. 농도가 모두 1 M인 일양성자산을 비교하므로, **해리 상수가 작을수록 수소 이온 농도가 낮다**는 관계를 적용한다. pH는 수소 이온 농도가 낮을수록 높다.

① HSO_4^-: $K_a = 1.2 \times 10^{-2}$로 네 산 중 해리 상수가 가장 크다. 같은 농도에서 수소 이온을 가장 많이 내놓으므로 pH가 가장 낮다.

② NH_4^+: $K_a = 5.6 \times 10^{-10}$으로 네 산 중 해리 상수가 가장 작다. **산으로서 가장 약하게 해리**하므로 수소 이온 농도가 가장 낮고 pH가 가장 높다.

③ HOCl: $K_a = 3.5 \times 10^{-8}$로 해리 상수가 두 번째로 작다. NH_4^+보다 수소 이온을 더 많이 내놓으므로 pH는 그보다 낮지만, 나머지 두 산보다는 높다.

④ HNO_2: $K_a = 4.0 \times 10^{-4}$로 해리 상수가 두 번째로 크다. HSO_4^-보다 수소 이온을 적게 내놓아 pH는 그보다 높지만, HOCl과 NH_4^+보다는 낮다.

따라서 1 M 수용액에서 pH가 가장 높은 산은 NH_4^+이며, ②에 해당한다.

NoteBase

문 20. 강산인 0.10M HNO_3용액 0.5L에 강염기인 0.12M KOH용액 0.5L를 첨가하였다. 반응이 완료된 후의 pH는? (단, 생성물로 생기는 물의 부피는 무시한다.)

① 6

② 8

③ 10

④ 12

정답 4번

간단한 해설

중화 후에는 **수산화 이온이 0.01 mol 남는다**. 혼합 용액의 부피가 1.0 L이므로 수산화 이온 농도는 0.01 M이고, 25 °C 기준으로 pOH = 2, pH = 12이다.

계산 과정

1. 반응 전 이온의 몰수: 질산과 수산화 칼륨은 강산과 강염기이므로 수용액에서 완전히 이온화한다. 질산 1 mol은 수소 이온 1 mol을, 수산화 칼륨 1 mol은 수산화 이온 1 mol을 내놓는다. 몰농도는 용액 1 L에 들어 있는 용질의 몰수이므로, 몰수는 농도와 부피의 곱으로 구한다. 수소 이온은 $0.10 \times 0.5 = 0.050$ mol, 수산화 이온은 $0.12 \times 0.5 = 0.060$ mol이다.

2. 중화 후 남는 이온: 중화 반응은 $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$이므로 두 이온이 **1 : 1의 몰비**로 반응한다. 수소 이온 0.050 mol이 모두 소모되고, 수산화 이온은 $0.060 - 0.050 = 0.010$ mol 남는다. 따라서 반응 후 용액은 염기성이다.

3. 남은 수산화 이온의 농도: 생성되는 물의 부피를 무시하면 혼합 용액의 부피는 0.5 + 0.5 = 1.0 L이다. 남은 이온의 몰수를 **혼합 후 전체 부피**로 나누므로, $[OH^-] = \frac{0.010\text{mol}}{1.0\text{L}} = 0.010\text{M}$이다.

4. pH 계산: 수산화 이온 농도로부터 $\text{pOH} = -\log_{10}(0.010) = 2$를 얻는다. 통상적인 25 °C 수용액 기준에서는 $\text{pH} + \text{pOH} = 14$이므로 $\text{pH} = 14 - 2 = 12$이다. 이는 ④의 값에 해당한다.

NoteBase