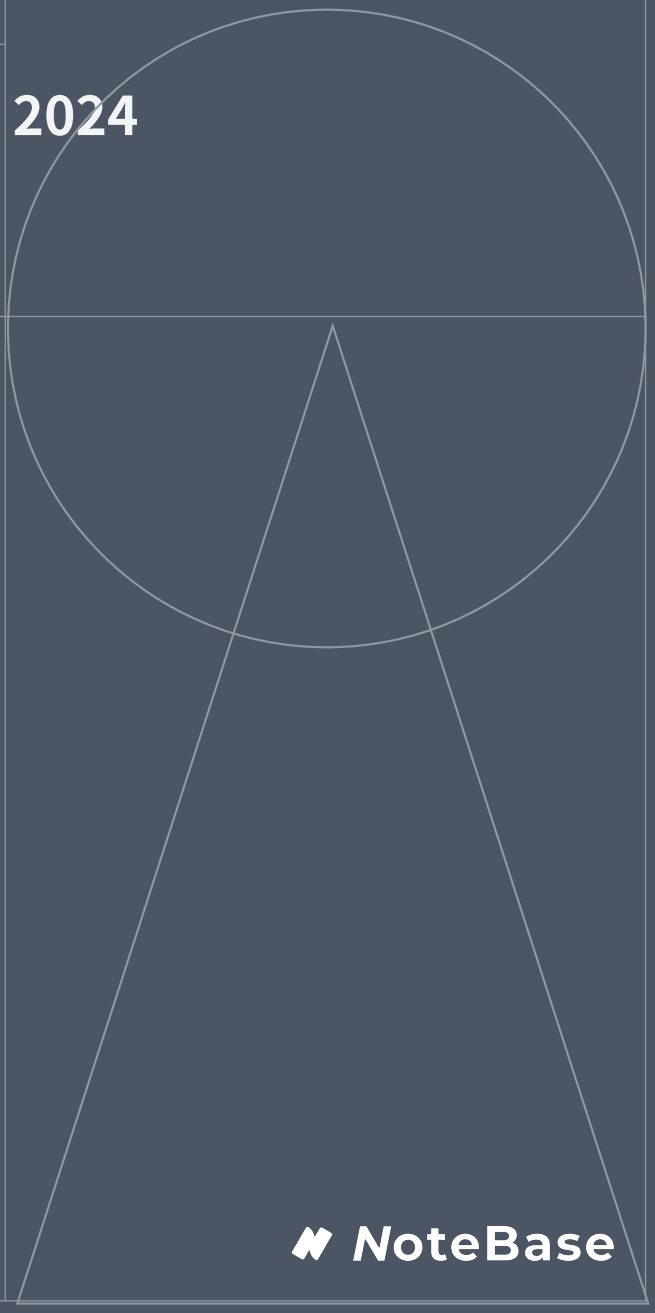
기출OX 해설집

공무원/지방직/9급 · 화학 · 2024



NoteBase

기출OX 해설집

공무원/지방직/9급 · 화학 · 2024

공무원/지방직/9급 · 화학 · 2024

문 1. 다음 이온화 에너지를 가지는 3주기 원소는?

구분	1차	2차	3차	4차
이온화 에너지 $[\mathrm{kJ\ mol^{-1}}]$	578	1,817	2,745	11,577

① P

② Si

③ Al

④ Mg

정답 3번

간단한 해설

3차에서 4차로 넘어갈 때 이온화 에너지가 급증하므로, 전자 3개를 떼어 낸 뒤에는 **안쪽 전자껍질의 전자**를 제거하게 된다. 따라서 원자가전자가 3개인 3주기 원소 Al에 해당한다.

NoteBase

공통 해설

차례로 나타낸 이온화 에너지는 기체 상태의 원자에서 전자를 하나씩 연속하여 떼어 내는 데 필요한 에너지이다. 전자를 제거할수록 대체로 더 큰 에너지가 필요하지만, 원자가전자를 모두 제거한 뒤에는 핵에 더 강하게 묶인 안쪽 전자껍질의 전자를 떼어 내야 하므로 이온화 에너지가 특히 크게 증가한다. 따라서 **큰 도약 직전까지 제거한 전자 수가 원자가전자 수**에 해당한다.

표에서는 1~3차 이온화 에너지가 각각 578, 1,817, 2,745 kJ/mol이고, 4차에서 11,577 kJ/mol로 급증한다. 이는 세 번째 전자까지는 원자가전자를 제거하고, 네 번째부터는 안쪽 전자를 제거한다는 뜻이다. 그러므로 이 원소의 원자가전자는 3개이다.

보기의 3주기 원소 중 P, Si, Al, Mg의 원자가전자 수는 각각 5, 4, 3, 2개이다. 원자가전자 3개를 가진 Al이 주어진 이온화 에너지의 도약 위치에 부합한다.

NoteBase

문 2. 일정한 온도에서 1 atm, 7 L의 이상기체가 14 L로 팽창하였을 때, 기체의 압력[mmHg]은?

① 380

② 500

③ 580

④ 760

정답 1번

간단한 해설

온도와 기체의 양이 일정하면 **압력은 부피에 반비례**한다. 부피가 7 L에서 14 L로 2배가 되었으므로 압력은 절반인 0.5 atm, 즉 380 mmHg이다.

계산 과정

같은 양의 이상기체가 일정한 온도에서 팽창하므로 **압력과 부피의 곱이 일정**한 보일 법칙을 적용한다. 처음 압력과 부피를 P_1, V_1, 팽창 후 압력과 부피를 P_2, V_2라 하면 $P_1V_1 = P_2V_2$이다.

처음 압력은 1 atm, 처음 부피는 7 L, 팽창 후 부피는 14 L이므로 $P_2 = \frac{P_1V_1}{V_2} = \frac{1 \times 7}{14}\text{atm} = 0.5\text{atm}$이다. 부피가 2배가 되어 압력이 처음의 절반으로 감소한 것이다.

요구하는 단위는 mmHg이며, 1 atm = 760 mmHg이다. 따라서 팽창 후 압력은 $0.5 \times 760 = 380$ mmHg로, ①의 값과 일치한다.

NoteBase

문 3. 다음 반응에서 평형을 오른쪽으로 이동시킬 수 있는 방법으로 옳은 것만을 모두 고르면?

$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) \quad \Delta H = -92\ \text{kJ}$

ㄱ. 온도를 낮춘다.

ㄴ. 정촉매를 사용한다.

ㄷ. 압력을 감소시킨다.

ㄹ. N_2의 농도를 증가시킨다.

① ㄱ, ㄷ

② ㄱ, ㄹ

③ ㄴ, ㄹ

④ ㄷ, ㄹ

정답 2번

간단한 해설

정반응이 **발열 반응**이므로 온도를 낮추면 열을 내놓는 오른쪽으로 평형이 이동한다. 또한 반응물인 **N_2의 농도를 증가**시키면 첨가한 N_2를 소비하는 방향으로 반응이 진행된다.

NoteBase

보기별 해설

르샤틀리에 원리에 따르면 평형 상태의 계에 온도·압력·농도 변화를 가하면 그 변화의 영향을 줄이는 방향으로 평형이 이동한다.

ㄱ. O: 반응 엔탈피가 −92 kJ이므로 정반응은 열을 방출하는 발열 반응이다. 온도를 낮추면 온도 감소를 완화하도록 **열을 방출하는 정반응**이 우세해져 평형이 오른쪽으로 이동한다.

ㄴ. X: 정촉매는 정반응과 역반응의 속도를 모두 증가시켜 평형에 도달하는 시간을 줄인다. 그러나 같은 온도에서 **평형 상수와 평형 조성을 바꾸지 않으므로** 평형을 오른쪽으로 이동시키지는 않는다.

ㄷ. X: 반응식의 계수에 따르면 기체의 몰수는 왼쪽이 1 + 3 = 4, 오른쪽이 2이다. 일정한 온도에서 부피를 늘려 압력을 낮추면 **기체 몰수가 많은 왼쪽**으로 평형이 이동한다. 오른쪽으로 이동시키려면 반대로 부피를 줄여 압력을 높여야 한다.

ㄹ. O: 다른 조건이 같을 때 반응물인 N_2의 농도를 증가시키면, 증가한 N_2를 소비하여 NH_3를 생성하는 정반응이 우세해진다. 따라서 **첨가한 반응물을 소비하는 오른쪽**으로 평형이 이동한다.

평형을 오른쪽으로 이동시키는 방법은 ㄱ과 ㄹ이며, 이는 ②의 조합과 일치한다.

NoteBase

문 4. 원자가 껍질 전자쌍 반발(VSEPR) 이론으로 예측한 분자의 결합각으로 옳지 않은 것은?

① BF_3의 $F-B-F$ 결합각은 120°이다.

② H_2S의 $H-S-H$ 결합각은 180°이다.

③ CH_4의 $H-C-H$ 결합각은 109.5°이다.

④ H_2O의 $H-O-H$ 결합각은 104.5°이다.

정답 2번

간단한 해설

H_2S는 중심 황 원자에 **비공유 전자쌍이 2개** 있어 직선형이 아니라 **굽은형**이다. 따라서 $H-S-H$ 결합각은 180°가 아니며, 실제로는 약 92°이다.

선지별 해설

VSEPR 이론에서는 중심 원자 주위의 전자쌍들이 서로의 반발을 줄이는 방향으로 배치된다. 분자의 모양은 비공유 전자쌍을 제외한 원자들의 배열로 나타내므로, 결합 전자쌍뿐 아니라 비공유 전자쌍의 수도 함께 확인해야 한다.

① O: BF_3의 중심 B 원자에는 결합 전자쌍이 3개 있고 비공유 전자쌍은 없다. 세 결합이 같은 평면에서 서로 최대한 멀리 떨어지는 **평면 삼각형**을 이루므로 $F-B-F$ 결합각은 120°이다.

② X: H_2S의 중심 S 원자에는 결합 전자쌍이 2개, 비공유 전자쌍이 2개 있다. 비공유 전자쌍의 반발도 고려해야 하므로 두 S–H 결합은 일직선으로 놓이지 않고 **굽은형**을 이룬다. 따라서 $H-S-H$ 결합각을 180°라고 한 부분이 잘못되었으며, 실제 결합각은 약 92°이다.

③ O: CH_4의 중심 C 원자에는 결합 전자쌍이 4개 있고 비공유 전자쌍은 없다. 네 결합이 공간에서 서로 최대한 멀리 떨어지도록 **정사면체**를 이루므로 $H-C-H$ 결합각은 약 109.5°이다.

④ O: H_2O의 중심 O 원자에는 결합 전자쌍이 2개, 비공유 전자쌍이 2개 있어 분자는 굽은형이다. 비공유 전자쌍은 결합 전자쌍보다 더 큰 공간을 차지하여 결합 전자쌍을 강하게 밀어낸다. 이 때문에 $H-O-H$ 결합각은 **정사면체의 109.5°보다 작은** 약 104.5°이다.

NoteBase

문 5. 25 °C, 5 atm에서 1 L의 반응기에 $H_2(g)$와 $N_2(g)$가 3 : 1의 몰 비로 혼합되어 있을 때, H_2의 부분 압력(P_{H_2})[atm]과 N_2의 부분 압력(P_{N_2})[atm]은? (단, 기체는 이상기체이고, 혼합기체는 반응하지 않는다)

① P_{H_2}: 1.25, P_{N_2}: 3.75

② P_{H_2}: 1.50, P_{N_2}: 3.50

③ P_{H_2}: 3.50, P_{N_2}: 1.50

④ P_{H_2}: 3.75, P_{N_2}: 1.25

정답 4번

간단한 해설

반응하지 않는 이상기체 혼합물에서는 **부분 압력의 비가 몰 비와 같다**. 전체 압력 5 atm을 수소와 질소의 몰 비 3 : 1로 나누면 수소는 3.75 atm, 질소는 1.25 atm이다.

계산 과정

부분 압력과 몰 분율: 부분 압력은 혼합물 속 한 성분 기체가 같은 온도와 부피를 혼자 차지할 때의 압력이다. 이상기체에서 성분 기체의 압력은 $P_i = n_i RT/V$, 전체 압력은 P=n_전체RT/V이다. 따라서 **같은 온도와 부피에서** 부분 압력은 몰수에 비례하며, P_i=n_in_전체P=x_iP가 성립한다. 여기서 x_i는 전체 몰수 중 성분 기체의 몰수가 차지하는 비율인 몰 분율이다. 주어진 25 °C와 1 L는 이 비율 계산에서 소거되므로 별도로 환산할 필요가 없다.

몰 분율 계산: 혼합기체가 반응하지 않으므로 수소와 질소의 몰 비는 3 : 1로 유지된다. 전체 몰수를 3 + 1 = 4에 해당하는 양으로 보면, 수소의 몰 분율은 $x_{H_2} = \frac{3}{4}$, 질소의 몰 분율은 $x_{N_2} = \frac{1}{4}$이다.

수소의 부분 압력: 전체 압력 5 atm에 수소의 몰 분율을 곱한다. $P_{H_2} = \frac{3}{4} \times 5 = 3.75\text{atm}$이다.

질소의 부분 압력: 전체 압력 5 atm에 질소의 몰 분율을 곱한다. $P_{N_2} = \frac{1}{4} \times 5 = 1.25\text{atm}$이다. 두 부분 압력의 합은 3.75 + 1.25 = 5 atm으로 전체 압력과 일치한다.

수소 3.75 atm, 질소 1.25 atm의 조합은 ④에 해당한다.

문 6. 다음 원자와 이온 중 반지름이 가장 작은 것은?

① F

② F^-

③ O^{2-}

④ S^{2-}

정답 1번

간단한 해설

F가 전자 1개를 얻어 음이온이 되면, 핵전하는 그대로인데 전자 사이의 반발이 커져 **반지름이 증가**한다. 다른 음이온들도 F보다 전자에 대한 핵의 인력이 약하거나 전자껍질 수가 많아 반지름이 더 크다.

선지별 해설

① F: 양성자 9개와 전자 9개를 가진 중성 원자로, 전자는 두 번째 전자껍질까지 채워져 있다. 같은 핵을 가진 F^-보다 **전자가 1개 적어 전자 사이의 반발이 작으므로** 반지름이 더 작다.

② F^-: F가 전자 1개를 얻은 이온으로, 양성자는 9개이고 전자는 10개이다. 핵전하가 그대로인 상태에서 전자가 늘어나므로 F보다 반지름이 크다. O^{2-}와는 전자 수와 전자배치가 같지만, **양성자 수가 더 많아 전자를 더 강하게 끌어당기므로** 반지름이 더 작다.

③ O^{2-}: 양성자 8개와 전자 10개를 가진 이온이다. F^-와 같은 전자배치를 가지면서 핵전하가 더 작으므로 전자를 끌어당기는 힘이 약해 반지름이 더 크다. 가장 바깥 전자는 두 번째 전자껍질에 있다.

④ S^{2-}: 양성자 16개와 전자 18개를 가진 이온으로, 가장 바깥 전자가 **세 번째 전자껍질**에 있다. O^{2-}보다 전자껍질이 하나 더 많고 내부 전자의 가림 효과도 커서 반지름이 더 크다.

반지름은 $F < F^- < O^{2-} < S^{2-}$ 순이므로, 가장 작은 것은 ① F이다.

NoteBase

문 7. 분자 간 인력에 대한 설명으로 옳은 것만을 모두 고르면?

ㄱ. 분산력은 극성 분자와 무극성 분자 모두에서 발견된다.
ㄴ. 분자식이 C_4H_{10}인 구조 이성질체의 끓는점은 서로 다르다.
ㄷ. HBr 분자 간 인력의 세기는 Br_2 분자 간 인력의 세기와 같다.

① ㄱ
② ㄴ
③ ㄱ, ㄴ
④ ㄱ, ㄷ

정답 3번

간단한 해설

HBr은 극성 분자이지만, Br_2는 전자 구름이 더 쉽게 변형되어 **분산력이 더 크다**. 따라서 극성 여부만으로 분자 간 인력의 크기를 판단할 수 없으며, 이 경우에는 Br_2의 분자 간 인력이 더 강하다.

보기별 해설

ㄱ. O: 분산력은 전자 분포의 순간적인 불균형으로 생긴 순간 쌍극자가 이웃 분자에 쌍극자를 유도하여 나타나는 인력이다. 영구적인 쌍극자가 없어도 생기므로 **극성 분자와 무극성 분자 모두**에 작용한다.

ㄴ. O: 분자식이 C_4H_{10}인 구조 이성질체에는 곧은 사슬 구조의 뷰테인과 가지가 있는 2-메틸프로페인이 있다. 두 물질은 분자량이 같지만 분자 모양이 달라 분자 사이의 접촉 정도가 다르다. 곧은 사슬 구조는 분자끼리 접촉할 수 있는 면적이 더 커 분산력이 더 강하므로, 같은 압력에서 **뷰테인의 끓는점이 더 높다**.

ㄷ. X: HBr은 극성 분자이므로 쌍극자·쌍극자 인력과 분산력이 작용하고, 무극성 분자인 Br_2에는 분산력이 작용한다. 그러나 Br_2는 HBr보다 전자 수가 많고 전자 구름이 더 쉽게 변형되어 분산력이 크다. 그 결과 전체 분자 간 인력도 Br_2**가 HBr보다 더 강하므로**, 두 물질의 분자 간 인력이 같다는 설명은 틀리다.

옳은 보기는 ㄱ, ㄴ이므로, 이를 함께 고른 ③에 해당한다.

NoteBase

문 8. 밀폐된 공간에서 반감기가 3.8일인 라돈(Rn) 102.4 mg이 붕괴되어 3.2 mg으로 되는 데 경과되는 시간[일]은?

① 3.8

② 19

③ 22.8

④ 38

정답 2번

간단한 해설

라돈이 102.4 mg에서 3.2 mg으로 줄어드는 것은 **반감기 5회**에 해당한다. 반감기가 3.8일이므로 3.8 × 5 = 19일이 걸린다.

계산 과정

반감기는 붕괴하지 않고 남아 있는 방사성 원소의 양이 절반으로 줄어드는 데 걸리는 시간이다. 처음 라돈의 질량을 m_0, 남은 라돈의 질량을 m, 경과한 반감기 횟수를 n이라 하면, **반감기마다 남은 양이 절반**이 되므로 $m = m_0\left(\frac{1}{2}\right)^n$이다.

반감기 횟수: 처음 질량은 102.4 mg, 남은 질량은 3.2 mg이므로 $\frac{m}{m_0} = \frac{3.2}{102.4} = \frac{1}{32} = \left(\frac{1}{2}\right)^5$이다. 이는 처음 양의 1/32이 남았다는 뜻이며, 반감기가 5번 지났음을 나타낸다.

경과 시간: 반감기 한 번이 3.8일이므로 전체 경과 시간은 3.8 × 5 = 19일이다. 이는 ②의 19에 해당한다.

NoteBase

문 9. 산화수에 대한 계산으로 옳지 않은 것은?

① SO_2에서 S와 O의 산화수의 합은 +2이다.

② NaH에서 Na와 H의 산화수의 합은 0이다.

③ N_2O_5에서 N과 O의 산화수의 합은 +3이다.

④ $KMnO_4$에서 K, Mn, O의 산화수의 합은 +5이다.

정답 4번

간단한 해설

④의 $KMnO_4$에서 K, Mn, O의 산화수는 각각 +1, +7, −2이므로, 원소별 산화수를 한 번씩 더한 값은 **+5가 아니라 +6**이다.

선지별 해설

중성 화합물에서는 각 원자의 산화수에 원자 수를 곱하여 모두 더한 값이 0이다. 이 문항은 그 총합이 아니라, 화합물에 들어 있는 **각 원소의 산화수를 한 번씩 더한 값**을 묻는다.

① O: SO_2에서 O의 산화수는 −2이다. O 원자 2개의 산화수 합이 −4이므로 S의 산화수는 +4이다. 따라서 S와 O의 산화수를 한 번씩 더하면 (+4) + (−2) = +2이다.

② O: Na의 산화수는 +1이다. NaH는 금속 수소화물이므로 **H의 산화수는 −1**이며, Na와 H의 산화수 합은 (+1) + (−1) = 0이다.

③ O: N_2O_5에서 O의 산화수는 −2이므로 O 원자 5개의 산화수 합은 −10이다. 이를 상쇄하려면 N 원자 2개의 산화수 합이 +10이어야 하므로 N의 산화수는 +5이다. 따라서 N과 O의 산화수를 한 번씩 더하면 (+5) + (−2) = +3이다.

④ X: $KMnO_4$에서 K의 산화수는 +1, O의 산화수는 −2이다. O 원자 4개의 산화수 합이 −8이므로, 전체 합이 0이 되려면 Mn의 산화수는 +7이어야 한다. 따라서 K, Mn, O의 산화수를 한 번씩 더하면 (+1) + (+7) + (−2) = +6이다. 선지의 +5는 **+6으로 고쳐야 한다**.

NoteBase

문 10. 1 M의 HCl 수용액 100 mL에 대한 설명으로 옳은 것만을 모두 고르면? (단, 온도는 25 °C이고, HCl과 NaOH는 물에서 완전히 해리된다)

ㄱ. 500 mL의 증류수를 첨가하면 0.2 M이 된다.
ㄴ. 용액 안에 존재하는 이온의 총량은 2 mol이다.
ㄷ. 페놀프탈레인 용액을 넣었을 때 색이 변하지 않는다.
ㄹ. 2 M의 NaOH 수용액 50 mL를 첨가하면 pH는 7이다.

① ㄱ, ㄷ
② ㄱ, ㄹ
③ ㄴ, ㄷ
④ ㄷ, ㄹ

정답 4번

간단한 해설

HCl 수용액은 산성이므로 페놀프탈레인을 넣어도 **무색을 유지**한다. 주어진 NaOH 수용액을 섞으면 산과 염기가 각각 0.100 mol씩 반응하여 **완전히 중화**되므로, 25 °C에서 pH는 7이다.

NoteBase

보기별 해설

몰 농도 M은 용액 1 L에 들어 있는 용질의 몰수이다. 따라서 HCl의 몰수는 $1 \times 0.100 = 0.100$ mol이다. HCl은 완전히 해리되므로 H^+와 Cl^-가 각각 0.100 mol씩 생긴다.

ㄱ. X: 증류수를 넣어도 **HCl의 몰수는 변하지 않고 용액의 부피가 증가**한다. 부피를 합산하면 100 + 500 = 600 mL, 즉 0.600 L이다. 따라서 희석 후 몰 농도는 $\frac{0.100}{0.600} = \frac{1}{6}$M이며, 0.2 M이 아니다.

ㄴ. X: HCl 1 mol에서 H^+ 1 mol과 Cl^- 1 mol이 생긴다. 이 용액에는 각 이온이 0.100 mol씩 있으므로, 물의 자동 이온화를 무시하면 이온의 총량은 0.100 + 0.100 = **0.200 mol**이다. 2 mol이 아니다.

ㄷ. O: 페놀프탈레인은 **산성에서는 무색, 염기성에서는 붉은색**을 띠는 지시약이다. 이 HCl 수용액은 완전 해리로 생긴 H^+ 때문에 산성이므로 페놀프탈레인을 넣어도 색이 변하지 않는다.

ㄹ. O: 첨가하는 NaOH의 몰수는 $2 \times 0.050 = 0.100$ mol이다. NaOH도 완전히 해리되므로 OH^-가 0.100 mol 생긴다. $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$에서 두 이온은 1 : 1로 반응하므로, 처음의 H^+와 첨가한 OH^-는 **같은 몰수로 모두 중화**된다. 남은 Na^+와 Cl^-는 물과 반응하여 산성이나 염기성을 나타내지 않으므로, 혼합 용액은 25 °C에서 중성이고 pH는 7이다.

옳은 보기는 ㄷ, ㄹ이며, 이 조합은 ④에 해당한다.

NoteBase

문 11. Rutherford의 알파 입자 산란 실험과 Rutherford가 제안한 원자 모형에 대한 설명으로 옳은 것만을 모두 고르면?

ㄱ. 전자는 양자화된 궤도를 따라 핵 주위를 움직인다.
ㄴ. 금 원자 질량의 대부분과 모든 양전하는 원자핵에 집중되어 있다.
ㄷ. 금박에 알파 입자를 조사했을 때 대부분의 알파 입자는 산란하지 않고 투과한다.

① ㄱ
② ㄴ
③ ㄴ, ㄷ
④ ㄱ, ㄴ, ㄷ

정답 3번

간단한 해설

전자의 **양자화된 궤도**는 러더퍼드가 아니라 보어 모형의 특징이다. 러더퍼드 모형은 원자의 질량 대부분과 양전하가 작은 원자핵에 집중되고, 원자의 대부분은 빈 공간이라는 설명이다.

보기별 해설

ㄱ. X: 러더퍼드 모형에서는 전자가 원자핵 주위를 움직이지만, 전자가 가질 수 있는 궤도를 특정한 것들로 제한하지 않았다. 전자가 **허용된 특정 궤도에서만 운동한다**는 양자화 조건은 보어가 도입한 것이다.

ㄴ. O: 양전하를 띤 알파 입자 중 일부가 크게 휘거나 되튕긴 것은, 원자의 양전하와 질량 대부분이 **매우 작은 원자핵에 집중**되어 있기 때문이다. 금 원자의 모든 양전하는 원자핵에 있고, 전자의 질량은 매우 작으므로 원자 질량의 대부분도 원자핵이 차지한다.

ㄷ. O: 원자핵은 원자 전체에 비해 매우 작고, **원자의 대부분은 빈 공간**이다. 따라서 대부분의 알파 입자는 원자핵에 가까이 접근하지 않아 진행 방향이 거의 바뀌지 않은 채 금박을 통과한다. 크게 산란되거나 되튕기는 입자는 소수이다.

옳은 보기는 ㄴ, ㄷ이므로 이에 해당하는 조합은 ③이다.

NoteBase

문 12. 다음은 700 K에서 $H_2(g)$와 $I_2(g)$가 반응하여 HI(g)가 생성되는 평형 반응식과 평형상수(K_c)이다. 평형상태에서 10 L 반응기에 들어있는 $H_2(g)$와 $I_2(g)$의 몰수가 각각 1 mol과 2 mol일 때, HI(g)의 농도 [M]는? (단, 기체는 이상기체이다)

$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g) \quad K_c = 60.5$

① 1.0

② 1.1

③ 10

④ 11

정답 2번

간단한 해설

평형상수 식에는 **평형상태의 몰농도**를 대입한다. H_2와 I_2의 농도는 각각 0.10 M과 0.20 M이므로, HI의 농도는 1.1 M이다.

계산 과정

먼저 주어진 평형상태의 몰수를 반응기 부피 10 L로 나누어 몰농도로 바꾼다. 몰농도는 용액이나 기체 혼합물 1 L에 들어 있는 해당 물질의 몰수이다. 따라서 $[H_2] = \frac{1\text{mol}}{10\text{L}} = 0.10\text{M}$, $[I_2] = \frac{2\text{mol}}{10\text{L}} = 0.20\text{M}$이다. 주어진 몰수는 **이미 평형상태의 값**이므로 반응에 따른 몰수 변화를 따로 구할 필요가 없다.

700 K에서 반응 $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$의 농도 평형상수는 $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = 60.5$이다. 각 물질의 농도에 붙는 지수는 **반응식의 계수**이므로 HI의 농도는 제곱하고, H_2와 I_2의 농도는 각각 1제곱으로 넣는다.

농도를 M 단위로 대입하여 정리하면 $[HI]^2 = 60.5 \cdot 0.10 \cdot 0.20 = 1.21$이다. 농도는 음수가 될 수 없으므로 양의 제곱근을 취하여 $[HI] = \sqrt{1.21}\,\text{M} = 1.1\text{M}$을 얻는다. 이는 ②의 1.1에 해당한다.

NoteBase

문 13. NO와 Br_2로부터 NOBr이 만들어지는 반응 메커니즘이 다음과 같을 때, 전체 반응의 속도법칙은? (단, k_1, k_2, k_{-1}은 속도 상수이다)

NO(g)+Br_2(g)[k_-1]k_1NOBr_2(g) (빠름)
$NOBr_2(g) + NO(g) \rightarrow 2NOBr(g)$ (느림)

① 속도 = $\frac{k_1k_2}{k_{-1}}[NO][Br_2]$
② 속도 = $\frac{k_1k_2}{k_{-1}}[NO]^2[Br_2]$
③ 속도 = $\frac{k_{-1}k_2}{k_1}[NO]^2[Br_2]$
④ 속도 = $k_2[NOBr_2][NO]$

정답 2번

간단한 해설

전체 속도를 결정하는 **느린 단계**의 속도식에 빠른 평형에서 구한 중간체 농도를 대입한다. 중간체를 소거하면 $v = \frac{k_1k_2}{k_{-1}}[NO]^2[Br_2]$로, NO에 대해 2차, 브로민에 대해 1차인 속도법칙을 얻는다.

계산 과정

1. 느린 단계의 속도식: 대괄호는 각 물질의 몰 농도를 나타낸다. 두 번째 단계가 **속도 결정 단계**이며, 이 단계는 중간체 $NOBr_2$와 NO가 하나씩 반응하는 단일 단계이므로 $v = k_2[NOBr_2][NO]$이다. 다만 전체 반응의 속도법칙을 원래 반응물의 농도로 나타내려면 중간체 농도를 소거해야 한다.

2. 빠른 평형으로 중간체 농도 구하기: 첫 번째 단계는 느린 단계에 앞서 빠르게 평형에 도달한다고 본다. 이때 **정반응과 역반응의 속도가 같다**. 따라서 $k_1[NO][Br_2] = k_{-1}[NOBr_2]$이고, 정리하면 $[NOBr_2] = \frac{k_1}{k_{-1}}[NO][Br_2]$이다. 이는 중간체 농도를 NO와 브로민의 농도로 나타낸 관계식이다.

3. 중간체 소거와 결과: 위 관계식을 느린 단계의 속도식에 대입하면 $v = \frac{k_1k_2}{k_{-1}}[NO]^2[Br_2]$를 얻는다. 중간체 농도에 포함된 NO 농도와 느린 단계의 NO 농도가 곱해지므로 **NO 농도의 지수는 2**가 된다. 브로민 농도의 지수는 1이므로 전체 반응 차수는 3이며, 도출한 속도식은 ②와 일치한다.

NoteBase

문 14. $_{24}Cr$**의 바닥상태 전자배치에서 홀전자로 채워진 오비탈의 개수는?**

① 0

② 2

③ 4

④ 6

정답 4번

간단한 해설

Cr의 바닥상태 전자배치는 $[Ar]3d^5 4s^1$이다. 3d 오비탈 5개와 4s 오비탈 1개에 전자가 하나씩 들어 있으므로 **홀전자로 채워진 오비탈은 6개**이다.

공통 해설

홀전자는 한 오비탈에 짝을 이루지 않고 혼자 들어 있는 전자이다. 홀전자로 채워진 오비탈의 개수를 구하려면 바닥상태 전자배치를 확인하고, 전자가 하나만 들어 있는 오비탈을 센다. 원자번호가 24인 중성 Cr 원자의 바닥상태 전자배치는 $[Ar]3d^5 4s^1$이다. 단순히 채움 순서만 적용해 예상한 $[Ar]3d^4 4s^2$와 다르다는 점에 주의한다.

훈트 규칙에 따라 에너지가 같은 3d 오비탈 5개에는 전자가 먼저 **하나씩 같은 방향의 스핀으로** 들어간다. 따라서 $3d^5$에는 홀전자로 채워진 오비탈이 5개이고, $4s^1$에도 1개가 있다. [Ar]에 해당하는 내부 오비탈의 전자들은 모두 짝을 이루므로 제외한다. 홀전자로 채워진 오비탈은 모두 5 + 1 = 6개이다.

NoteBase

문 15. 일정한 압력과 온도에서 어떤 화학반응의 $\Delta H = 200\ \text{kJ mol}^{-1}$이고 $\Delta S = 500\ \text{J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$일 때, 자발적 반응이 일어나는 온도[K]는? (단, H는 엔탈피이고 S는 엔트로피이며 온도에 따른 ΔH와 ΔS의 값은 일정하다)

① 360

② 390

③ 420

④ 온도와 무관하다.

정답 3번

간단한 해설

일정한 압력과 온도에서 반응이 자발적으로 일어나려면 깁스 자유 에너지 변화가 음수여야 한다. 주어진 값으로 계산하면 **400 K보다 높은 온도**에서 이 조건을 만족하므로 420 K에서 자발적으로 반응한다.

계산 과정

자발성의 기준: 일정한 압력과 온도에서는 깁스 자유 에너지 변화 $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$로 반응의 자발성을 판단한다. 여기서 T는 절대온도이며, $\Delta G < 0$**일 때** 반응이 자발적으로 일어난다.

단위 통일: ΔH가 kJ 단위이므로 ΔS도 같은 에너지 단위로 바꾼다. $\Delta S = 500\ \text{Jmol}^{-1}\text{K}^{-1}$는 $0.500\ \text{kJmol}^{-1}\text{K}^{-1}$이다. 여기에 온도 T를 곱하면 ΔH와 같은 kJmol^{-1} 단위가 된다.

온도 조건: ΔH와 ΔS는 온도에 따라 일정하고 모두 양수이다. 따라서 온도가 높아질수록 $T\Delta S$가 커져 ΔG는 작아진다. 자발 조건을 정리하면 $T > \frac{\Delta H}{\Delta S}$이고, 경계 온도는 $\frac{200}{0.500}\ \text{K} = 400\ \text{K}$이다. **400 K에서는** $\Delta G = 0$이므로 자발적으로 진행하는 온도 범위는 $T > 400\ \text{K}$이다.

선택지 연결: 제시된 온도 중 400 K보다 높은 것은 ③의 420 K이다. 이때 ΔG는 $200 - 420 \times 0.500 = -10\ \text{kJmol}^{-1}$으로 음수이므로 자발 조건을 만족한다.

NoteBase

문 16. 다음은 25 ℃, 표준상태에서 일어나는 열화학 반응이다. 25 ℃에서 $C_2H_2(g)$의 표준 연소열(ΔH°)[kcal]은?

$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \quad \Delta H^\circ = -68\ \text{kcal}$
$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H^\circ = -98\ \text{kcal}$
$2C(s) + H_2(g) \rightarrow C_2H_2(g) \quad \Delta H^\circ = 59\ \text{kcal}$

① −323
② −225
③ −205
④ −107

정답 1번

간단한 해설

헤스의 법칙에 따라 아세틸렌 생성 반응을 역으로 하고, 이산화 탄소 2 mol과 액체 물 1 mol의 생성 반응을 더한다. 연소 엔탈피는 **−323 kcal**로, 아세틸렌 1 mol이 완전 연소할 때 323 kcal를 방출한다.

계산 과정

25 ℃, 표준상태에서 아세틸렌 1 mol이 완전 연소하면 이산화 탄소 2 mol과 물 1 mol이 생성된다. 주어진 물의 상태가 액체이므로 연소 반응식은 $C_2H_2(g) + \frac{5}{2}O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + H_2O(l)$이다.

헤스의 법칙에 따르면 엔탈피 변화는 처음과 나중 상태가 같으면 반응 경로와 관계없이 같다. 따라서 주어진 반응식들을 더해 연소 반응식을 만들고, 그에 맞게 엔탈피 변화도 더한다. 반응을 **역으로 하면 엔탈피 변화의 부호가 바뀌고**, 반응식의 계수를 배로 하면 엔탈피 변화도 같은 배가 된다.

아세틸렌을 반응물로 만들기 위해 세 번째 반응을 역으로 한다. 즉, $C_2H_2(g) \rightarrow 2C(s) + H_2(g)$로 바꾸면 엔탈피 변화는 +59 kcal에서 −59 kcal가 된다.

이산화 탄소 2 mol을 만들려면 두 번째 반응을 2배 해야 하므로 엔탈피 변화는 $2 \times (-98) = -196$ kcal이다. 첫 번째 반응은 그대로 사용하여 액체 물 1 mol을 만들며, 엔탈피 변화는 −68 kcal이다. 이 두 반응은 앞 단계에서 생긴 **탄소 2 mol과 수소 1 mol을 모두 소모**하므로, 세 반응을 더하면 이 중간 물질들이 소거된다.

따라서 아세틸렌 1 mol의 연소 엔탈피는 $\Delta H^\circ = (-59) + (-196) + (-68) = -323$ kcal이다. 음의 부호는 열을 방출하는 발열 반응임을 뜻하며, 계산값은 ①의 −323과 일치한다.

NoteBase

문 17. 일정한 온도와 압력에서 10 mol의 전자가 전위차 1.5 V인 전지에서 가역적으로 이동할 때, $|\Delta G|$ [kJ]는? (단, G는 Gibbs 에너지이고, Faraday 상수는 96,000 C mol^{-1}이다)

① 1.44×10^{-3}

② 1.44

③ 1.44×10^{3}

④ 1.44×10^{6}

정답 3번

간단한 해설

일정한 온도와 압력에서 가역적으로 작동하는 전지의 Gibbs 에너지 변화량의 크기는 **전기적 일의 크기**와 같아 $|\Delta G| = nFE$이다. 전자 10 mol과 전위차 1.5 V를 적용하면 1.44×10^{3}kJ이다.

계산 과정

관계식: 일정한 온도와 압력에서 Gibbs 에너지 감소량은 전지가 외부에 할 수 있는 최대 비팽창 일과 같다. **가역적으로 이동**하는 조건에서는 이 값이 전기적 일과 같으므로 $\Delta G = -nFE$를 적용한다. 여기서 n은 이동한 전자의 물질량, F는 전자 1 mol당 전하량의 크기, E는 전지의 전위차이다. 문제는 변화량의 크기를 물으므로 $|\Delta G| = nFE$를 계산한다.

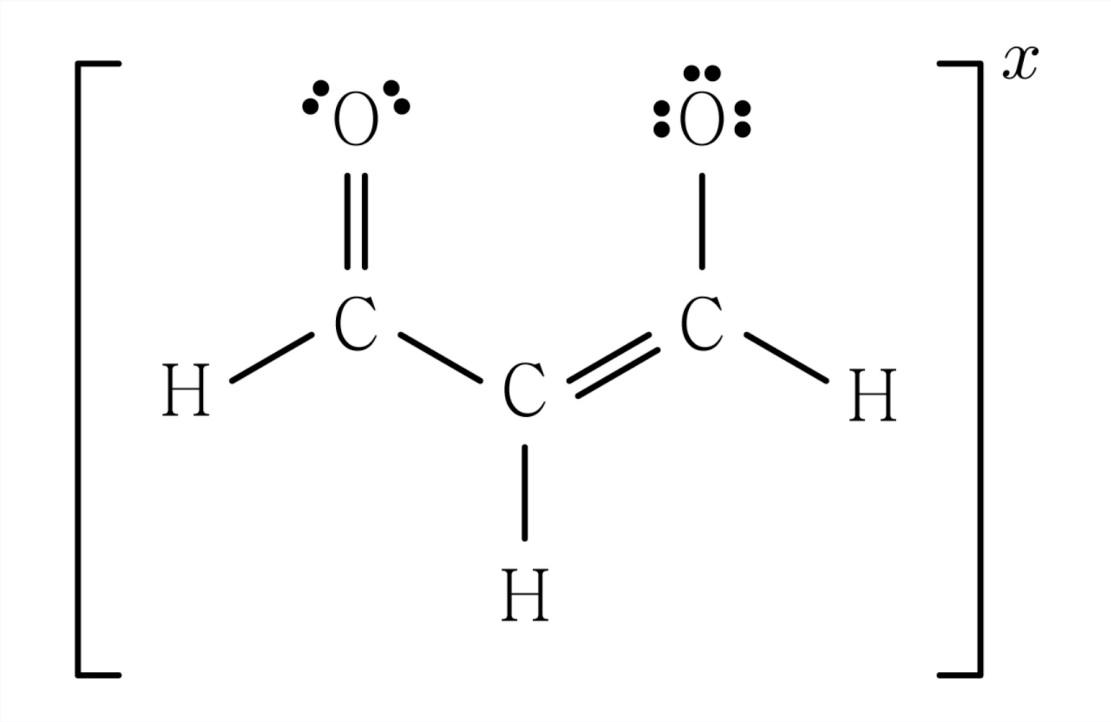
이동한 전하량: 전자 1 mol의 전하량 크기가 96,000 C이므로 전자 10 mol이 이동할 때의 전하량 크기는 $q = nF$이다. 따라서 q = 10 × 96,000 = 960,000 C이다. 이 값은 **이동한 전자 전체의 전하량**을 뜻한다.

에너지와 단위 환산: 전위차 1 V는 전하 1 C당 에너지 1 J에 해당한다. 따라서 $|\Delta G| = qE$에 따라 에너지 변화량의 크기는 960,000 × 1.5 = 1,440,000 J이다. **kJ로 환산할 때는 1,000으로 나누므로** 1,440,000 J = 1,440 kJ이다.

따라서 구하는 값은 1.44×10^{3}kJ로, ③의 값과 일치한다.

NoteBase

문 18. 다음 구조식에 대한 설명으로 옳은 것은? (단, x는 전하수이다)



① x = −1인 음이온이다.

② 파이(π) 결합은 4개이다.

③ 공명 구조를 갖지 않는다.

④ sp^2 혼성 오비탈을 갖는 탄소는 2개이다.

정답 1번

간단한 해설

오른쪽 산소는 단일 결합 1개와 비공유 전자쌍 3개를 가지므로 **형식 전하가 −1**이다. 나머지 원자의 형식 전하는 모두 0이므로 전체 전하수 x는 −1이다.

NoteBase

선지별 해설

① O: 형식 전하는 중성 원자의 원자가 전자 수에서 비공유 전자 수와 결합 전자를 절반씩 나누어 배정한 수를 뺀 값이다. 오른쪽 산소는 원자가 전자가 6개이고, 비공유 전자 6개와 단일 결합에서 배정받는 전자 1개를 가지므로 형식 전하는 6 − (6 + 1) = −1이다. 왼쪽 산소는 비공유 전자 4개와 이중 결합에서 배정받는 전자 2개를 가지므로 형식 전하가 0이다. 탄소와 수소의 형식 전하도 모두 0이므로 전체는 **x = −1인 음이온**이다.

② X: 이중 결합 하나는 σ 결합 1개와 π 결합 1개로 이루어진다. 그림에는 왼쪽 C=O 이중 결합과 가운데·오른쪽 탄소 사이의 C=C 이중 결합이 각각 하나씩 있으므로 **π 결합은 총 2개**이다. 이중 결합을 나타내는 두 선을 모두 π 결합으로 세면 안 된다.

③ X: 오른쪽 산소의 비공유 전자쌍과 인접한 π 결합들이 공액되어 전자가 비편재화되므로 **공명 구조를 갖는다**. 오른쪽 C–O 단일 결합을 이중 결합으로 바꾸고, C=C 이중 결합을 왼쪽으로 옮기며, 왼쪽 C=O의 π 전자쌍을 산소로 옮기면 음전하가 왼쪽 산소에 놓이는 구조를 그릴 수 있다. 이때 원자의 연결은 그대로이고 전자의 배치만 달라진다.

④ X: 왼쪽 탄소는 C=O 이중 결합에, 가운데와 오른쪽 탄소는 C=C 이중 결합에 참여한다. 세 탄소는 각각 σ 결합 3개와 π 결합 1개를 형성하며, σ 결합에는 sp^2 혼성 오비탈을, π 결합에는 혼성화되지 않은 p 오비탈을 사용한다. 따라서 **세 탄소 모두** sp^2 혼성화되어 있으므로 해당 탄소는 2개가 아니라 3개이다.

NoteBase

문 19. 다음 분자를 쌍극자 모멘트의 세기가 큰 것부터 순서대로 바르게 나열한 것은?

BF_3, H_2S, H_2O

① H_2O, H_2S, BF_3
② H_2S, H_2O, BF_3
③ BF_3, H_2O, H_2S
④ H_2O, BF_3, H_2S

정답 1번

간단한 해설

물과 황화 수소는 모두 굽은형이지만, 물은 **O–H 결합의 극성이 더 커서** 분자의 쌍극자 모멘트도 더 크다. 반면 삼각 평면형인 BF_3는 **세 결합의 쌍극자가 대칭적으로 상쇄**되어 분자의 쌍극자 모멘트가 0이다.

올바른 순서

$H_2O \rightarrow H_2S \rightarrow BF_3$

H_2O: 분자의 쌍극자 모멘트는 각 결합 쌍극자를 방향까지 고려하여 더한 벡터 합이다. 산소 원자에는 비공유 전자쌍이 두 쌍 있어 분자가 굽은형을 이루므로, 두 O–H 결합의 쌍극자가 완전히 상쇄되지 않는다. 산소와 수소의 전기음성도 차이가 황과 수소의 차이보다 커서 **O–H 결합은 S–H 결합보다 극성이 크다**. 그 결과 물의 분자 쌍극자 모멘트가 황화 수소보다 크다.

H_2S: 황 원자에도 비공유 전자쌍이 두 쌍 있어 분자가 굽은형을 이룬다. 따라서 두 S–H 결합의 쌍극자가 완전히 상쇄되지 않아 **쌍극자 모멘트가 0보다 크다**. 다만 S–H 결합의 극성이 O–H 결합보다 작으므로 분자의 쌍극자 모멘트는 물보다 작다.

BF_3: 붕소 원자에는 비공유 전자쌍이 없고, 세 B–F 결합이 120° 간격으로 놓인 삼각 평면형이다. 각 B–F 결합은 극성을 띠지만, 크기가 같은 세 결합 쌍극자가 대칭적으로 배치되어 **벡터 합이 0**이 된다. 따라서 분자는 무극성이며 쌍극자 모멘트가 가장 작다.

NoteBase

문 20. 25 °C에서 탄산수가 담긴 밀폐 용기의 CO_2 부분 압력이 0.41 MPa일 때, 용액 내의 CO_2 농도[M]는? (단, 25 °C에서 물에 대한 CO_2의 Henry 상수는 3.4×10^{-4} mol m^{-3} Pa^{-1}이다)

① 1.4×10^{-1}

② 1.4

③ 1.4×10

④ 1.4×10^{2}

정답 1번

간단한 해설

주어진 Henry 상수의 단위에 따라 **CO_2 농도는 부분 압력에 Henry 상수를 곱해** 구한다. 압력을 Pa로 맞춰 계산한 농도를 mol/L로 환산하면 약 1.4×10^{-1}M이다.

계산 과정

1. Henry 법칙 적용: 일정한 온도에서 기체와 용액이 평형을 이루면, 용액에 녹은 기체의 농도는 그 기체의 부분 압력에 비례한다. CO_2 농도를 c, 부분 압력을 p, Henry 상수를 k_H라 하면 $c = k_H p$이다. 주어진 상수의 단위가 $\text{mol}\text{m}^{-3}\text{Pa}^{-1}$이므로, **Pa 단위의 압력을 곱하면** 농도가 molm^{-3} 단위로 나온다.

2. 압력 단위 환산: 주어진 부분 압력은 0.41 MPa이다. 1 MPa = 1000000 Pa이므로 p = 410000 Pa를 사용한다.

3. 용액 내 CO_2 농도 계산: 25 °C에서 주어진 Henry 상수를 적용하면 $c = (3.4 \times 10^{-4}) \times 410000$이다. 따라서 농도는 $139.4\text{mol}\text{m}^{-3}$이며, 이는 용액 1 m^3에 CO_2가 139.4 mol 녹아 있다는 뜻이다.

4. 몰농도로 환산: **M은 용액 1 L당 용질의 몰수**를 나타내며, 1 m^3 = 1000 L이다. 따라서 $c = \frac{139.4}{1000} = 0.1394\text{M}$이다. 유효숫자 두 자리로 나타내면 1.4×10^{-1}M로, ①의 값과 일치한다.

NoteBase