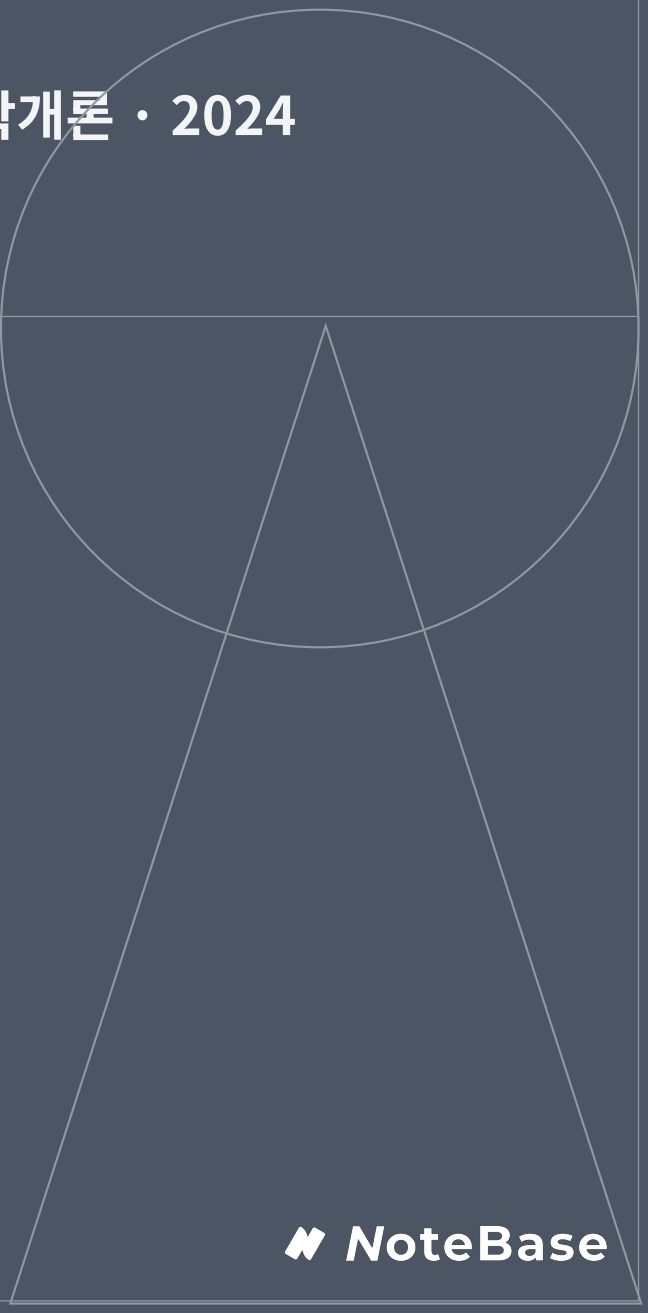
기출OX 해설집

공무원/소방/경력채용 · 화학개론 · 2024



NoteBase

기출OX 해설집

공무원/소방/경력채용 · 화학개론 · 2024

공무원/소방/경력채용 · 화학개론 · 2024

문 1. 원자론에 관한 설명으로 옳지 않은 것은?

① 질량 보존 법칙에 따르면 화학 반응 전후 전체 질량은 변하지 않는다.

② 일정 성분비 법칙에 따르면 어떤 화합물을 생성하는 원자의 종류와 상대적인 개수는 일정하다.

③ 돌턴(Dalton)의 원자론에 따르면 화학 반응으로 한 원소의 원자를 다른 원소의 원자로 바꿀 수 있다.

④ 배수 비례 법칙에 따르면 원소 A와 B가 결합하여 두 가지 이상의 화합물이 생성될 때, 일정한 질량의 A와 반응하는 B의 질량 사이에는 정수비가 성립한다.

정답 3번

간단한 해설

돌턴의 원자론에서 화학 반응은 **원자의 결합과 배열이 바뀌는 과정**이다. 원자 자체가 다른 원소의 원자로 변하는 것은 화학 반응으로 설명하지 않는다.

선지별 해설

① (O) 질량 보존 법칙은 화학 반응 전후에 반응에 참여한 전체 물질의 질량이 보존된다는 내용이다. 물질이 드나들지 않는 계에서 기체 생성물까지 모두 포함하여 비교해야 한다.

② (O) 일정 성분비 법칙은 같은 화합물을 이루는 원소들의 질량비가 일정하다는 내용이다. 돌턴의 원자론에서는 정해진 화합물이 일정한 종류와 개수 비의 원자로 이루어진다는 점으로 이를 설명한다.

③ (X) 돌턴의 원자론에 따르면 화학 반응에서 원자는 새로 생성되거나 소멸하거나 다른 원소의 원자로 변하지 않고 **재배열**된다. 현대적으로도 원소 자체의 변환은 원자핵 변화와 관련된 현상으로, 일반적인 화학 반응과 구별한다.

④ (O) 배수 비례 법칙은 같은 두 원소로 된 여러 화합물에서 한 원소의 질량을 일정하게 맞추면 다른 원소의 질량들이 간단한 정수비를 이룬다는 내용이다. 예를 들어 CO와 CO_2에서 같은 탄소 질량에 결합한 산소 질량의 비는 1:2이다.

NoteBase

문 2. 결합각이 가장 큰 화합물은?

① NH_3

② SF_4

③ CH_4

④ CO_2

정답 4번

간단한 해설

CO_2는 중심 탄소 주위의 두 전자 영역이 반대 방향으로 놓이는 **직선형**이다. O–C–O 결합각이 180°로 나머지 화합물의 결합각보다 크다.

선지별 해설

① NH_3: 질소 주위에 결합 전자 영역 3개와 비공유 전자쌍 1개가 있어 삼각뿔형이다. 비공유 전자쌍의 반발로 H–N–H 결합각은 정사면체각보다 작은 약 107°이다.

② SF_4: 황 주위에 결합 전자 영역 4개와 비공유 전자쌍 1개가 있어 시소형이다. 여러 결합각이 서로 다르며 비공유 전자쌍 때문에 이상적인 삼각쌍뿔 배치에서 왜곡된다. 가장 큰 축 방향 F–S–F 각도도 약 173°로 **180°보다 작다**.

③ CH_4: 탄소 주위에 결합 전자 영역 4개가 대칭적으로 배열되고 비공유 전자쌍은 없어 정사면체형이다. H–C–H 결합각은 약 109.5°이다.

④ CO_2: 탄소 주위의 두 이중결합은 각각 하나의 전자 영역으로 센다. 중심 탄소에 비공유 전자쌍이 없고 두 전자 영역이 반대 방향으로 배열되어 **직선형, 180°**의 O–C–O 결합각을 이룬다.

따라서 결합각이 가장 큰 화합물은 결합각이 180°인 ④ CO_2이다.

NoteBase

문 3. Mg^{2+}**와 전자 배치가 동일한 원소는? (단, 전자 배치는 바닥 상태이다.)**

① Al

② F

③ Na

④ Ne

정답 4번

간단한 해설

Mg^{2+}는 원자번호 12인 Mg가 전자 2개를 잃어 **전자 10개**를 가진다. 이는 중성 Ne의 전자 수와 같으며 바닥상태 배치도 $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$으로 같다.

핵심 풀이

Mg의 원자번호는 12이므로 중성 Mg 원자의 전자는 12개이다. Mg^{2+}는 전자 2개를 잃은 양이온이므로 **전자 수는 10개**이다.

중성 Mg의 바닥상태 전자 배치는 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$이다. 가장 바깥의 3s 전자 2개가 빠지면 Mg^{2+}의 배치는 $1s^2 2s^2 2p^6$이 된다.

Ne은 원자번호가 10인 중성 원자로, 전자 10개의 바닥상태 배치가 $1s^2 2s^2 2p^6$이다. 따라서 정답은 ④ **Ne**이다. 제시된 Al, F, Na는 전하 표시가 없는 중성 원자로 각각 전자 수가 13, 9, 11개이므로 해당하지 않는다.

NoteBase

문 4. BrF_5 **분자의 3차원 구조 모양은?**

① 시소형

② T자형

③ 사각뿔

④ 사각평면

정답 3번

간단한 해설

BrF_5의 중심 Br에는 **결합 전자 영역 5개와 비공유 전자쌍 1개**가 있다. 6개 전자 영역의 팔면체 배열에서 한 자리를 비공유 전자쌍이 차지하므로 분자 모양은 **사각뿔**이다. 정답은 ③이다.

핵심 풀이

1. 전체 원자가 전자 수는 Br의 7개와 F 5개의 35개를 합하여 42개이다. Br–F 단일 결합 5개에 10개, 각 F의 비공유 전자쌍에 총 30개를 배치하면 중심 Br에 전자 2개, 즉 **비공유 전자쌍 1개**가 남는다.

2. Br 주변의 전자 영역은 결합 영역 5개와 비공유 전자쌍 1개를 합한 6개이다. VSEPR 이론에서 6개 전자 영역은 팔면체형으로 배열된다.

3. 분자 모양은 비공유 전자쌍을 제외하고 원자의 위치로 판단한다. 팔면체의 한 자리가 비공유 전자쌍이므로 나머지 F 5개의 배치는 밑면에 4개, 꼭짓점에 1개가 있는 **사각뿔형**이다.

사각평면형은 같은 6개 전자 영역에서 결합 영역이 4개이고 비공유 전자쌍이 2개인 경우의 대표적 모양이다. BrF_5의 결합 수와 비공유 전자쌍 수에 맞지 않는다.

NoteBase

문 5. 쌍극자-쌍극자 힘을 가진 분자는?

① CI_4

② CH_4

③ CO_2

④ CH_2Cl_2

정답 4번

간단한 해설

영구 쌍극자 모멘트를 가진 극성 분자 사이에는 쌍극자-쌍극자 힘이 작용한다. CH_2Cl_2는 정사면체 구조에서 서로 다른 치환기 때문에 결합 쌍극자가 상쇄되지 않는다.

선지별 해설

① (X) CI_4는 탄소에 아이오딘 4개가 결합한 정사면체 분자이다. 같은 결합들이 대칭적으로 배열되어 결합 쌍극자의 벡터합이 0이므로, 분자 전체는 무극성이며 영구 쌍극자끼리의 힘을 갖지 않는다.

② (X) CH_4도 네 수소가 대칭적인 정사면체로 배열된 무극성 분자이다. 분자 전체의 영구 쌍극자 모멘트가 없으므로 일반적인 쌍극자-쌍극자 힘의 대상이 아니다.

③ (X) CO_2는 선형 분자이다. 두 C=O 결합은 각각 극성이지만 방향이 반대이고 크기가 같아 서로 상쇄되므로 **분자 전체는 무극성**이다.

④ (O) CH_2Cl_2는 정사면체에서 수소 2개와 염소 2개가 결합해 있다. 결합 쌍극자들이 완전히 상쇄되지 않아 **극성 분자**가 되므로, 분자 사이에 쌍극자-쌍극자 힘이 작용한다.

NoteBase

문 6. 몰(mole) 개념에 관한 설명으로 옳지 않은 것은? (단, Ca과 Cl의 원자량은 각각 40.1과 35.5이다.)

① 탄소 원자 1몰은 ^{12}C 원자 12g에 들어 있는 탄소 원자의 수와 같다.

② NO_3^- 1몰에는 아보가드로수 3배만큼의 산소 원자가 들어 있다.

③ ^{12}C 원자 12g에 들어 있는 탄소 원자의 수를 아보가드로수라고 한다.

④ $CaCl_2$ 분자 1개의 화학식량은 111.1이고 $CaCl_2$ 1몰의 질량은 111.1g이다.

정답 4번

간단한 해설

염화 칼슘은 독립된 분자들로 이루어진 물질이 아니라 **이온 화합물**이므로 '분자 1개'가 아닌 '화학식 단위'로 나타낸다. 주어진 원자량으로 계산한 화학식량 111.1과 1몰의 질량 111.1 g은 맞다.

선지별 해설

이 문항은 탄소-12 12 g과 입자 수를 연결하는 전통적 기초화학의 몰 설명을 사용한다. 아래의 ①·③은 그 교과서적 기준에서 판단한다. 엄밀한 현행 SI에서는 1몰을 정확히 $6.02214076 \times 10^{23}$개의 구성 입자로 정의하므로, 탄소-12 12 g을 기준으로 삼던 정의와는 구별한다.

① O: 이 문항의 탄소-12 기준에서는 탄소-12 원자 12 g에 들어 있는 원자 수가 1몰에 해당하는 입자 수이다. 탄소 원자 1몰에 포함된 원자 수도 이와 같으며, 기초화학에서는 이를 약 6.02×10^{23}개로 나타낸다.

② O: 질산 이온 NO_3^- 1개에는 산소 원자가 3개 들어 있다. 따라서 질산 이온 1몰에 포함된 산소 원자는 **3몰**이며, 그 수는 아보가드로수의 3배이다.

③ O: 탄소-12를 기준으로 한 전통적 설명에서는 탄소-12 원자 12 g에 포함된 원자의 수를 아보가드로수라고 부른다. 이 문항에서는 ①의 1몰에 해당하는 입자 수와 ③의 아보가드로수를 같은 기준으로 연결한다. 이를 현재 SI의 정의 문장 자체로 혼동하지 않는다.

④ X: 염화 칼슘은 칼슘 이온과 염화 이온이 1:2로 배열된 **이온 화합물**이다. 보통의 이온결정에서 독립된 $CaCl_2$ 분자 1개를 세는 것이 아니라 이온의 조성비를 나타내는 **화학식 단위**를 사용한다. 화학식량은 $40.1 + 2 \times 35.5 = 111.1$이고, 주어진 원자량을 적용한 1몰의 질량은 111.1 g이다. 따라서 틀린 부분은 수치가 아니라 '분자 1개'라는 표현이다.

따라서 이 문항의 교과서적 기준에서 옳지 않은 설명은 ④이다.

NoteBase

문 7. 이상 기체에 관한 설명으로 옳지 않은 것은?

① 온도가 일정할 때 일정한 양의 기체 부피는 압력에 반비례한다.

② 수증기와 가솔린 증기는 균일한 기체 혼합물을 생성하기 어렵다.

③ 압력이 일정할 때 일정한 양의 기체 부피는 절대온도에 정비례한다.

④ 기체 분자의 실제 부피는 기체가 차지하는 전체 부피와 비교해 매우 작다.

정답 2번

간단한 해설

이상 기체는 분자 사이의 상호작용을 무시하므로, **기체 상태를 유지하는 서로 다른 기체들은 균일하게 혼합**될 수 있다. 액체 물과 가솔린의 혼합 성질만으로 두 증기가 잘 섞이지 않는다고 판단할 수 없다.

선지별 해설

① O: 이상 기체식 $PV = nRT$에서 온도 T와 몰수 n이 일정하면 PV가 일정하다. 따라서 압력이 커질수록 부피가 작아지는 보일 법칙에 따라 $V \propto 1/P$이다.

② X: 이상 기체로 다루며 응축이나 반응이 없는 조건에서는 수증기와 가솔린 증기도 확산하여 **균일한 기체 혼합물**을 만들 수 있다. 액체 상태의 물과 가솔린이 잘 섞이지 않는 성질을 기체 상태에 그대로 적용하면 안 된다.

③ O: 이상 기체식에서 압력 P와 몰수 n이 일정하면 $V = \frac{nR}{P}T$이다. 따라서 기체 부피는 절대온도에 정비례하며, 이것이 샤를 법칙이다.

④ O: 이상 기체 모형에서는 분자 자체의 부피가 용기 전체 부피에 비해 무시할 만큼 작다고 가정한다. 기체가 차지하는 공간의 대부분은 분자 사이의 빈 공간이다.

NoteBase

문 8. 어떤 이원자 분자 기체가 같은 온도에서 H_2 기체 분출 속도의 0.25배 속도로 분출한다. 이때 해당 기체로 추정되는 것은?

① N_2

② O_2

③ F_2

④ Cl_2

정답 2번

간단한 해설

분출 속도가 H_2의 4분의 1이면 **몰질량은 H_2의 16배**이다. H_2의 몰질량 약 2 g/mol에 16을 곱하면 약 32 g/mol이므로 O_2에 해당한다.

계산 과정

같은 온도에서 그레이엄의 분출 법칙에 따라 **분출 속도는 몰질량의 제곱근에 반비례**한다. 미지 기체의 몰질량을 M이라 하면

r_미지r_H_2=M_H_2M=0.25

이다.

양변을 제곱하면

$\frac{M_{H_2}}{M} = (0.25)^2 = \frac{1}{16}$

이므로 미지 기체의 몰질량은 수소 기체의 **16배**이다. 속도가 4분의 1이라고 몰질량을 4배로 계산하면 안 된다.

$M_{H_2} \approx 2\text{g/mol}$을 대입하면

$M \approx 16 \times 2 = 32\text{g/mol}$

이다.

선택지 중 몰질량이 약 32 g/mol인 이원자 분자는 **O_2**이다. N_2는 약 28, F_2는 약 38, Cl_2는 약 71 g/mol이므로 정답은 ②이다.

NoteBase

문 9. $2H_2(g)$가 완전 연소 시 엔탈피 변화[kJ/mol]는? (단, 결합 엔탈피는 H－H : 436 kJ/mol, O＝O : 495 kJ/mol, O－H : 463 kJ/mol이다.)

① −425

② −445

③ −465

④ −485

정답 4번

간단한 해설

결합 엔탈피로 구하는 반응 엔탈피는 **끊는 결합 에너지 합 – 만드는 결합 에너지 합**이다. 수소 2몰이 반응하는 식을 기준으로 $2 \times 436 + 495 - 4 \times 463 = -485$이므로 정답은 ④이다.

계산 과정

1. 주어진 결합 엔탈피를 이용하는 기체 상태의 반응식을 쓴다.
$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$
문항의 $2H_2$에 맞추어 이 반응식에 적힌 양을 기준으로 계산한다.

2. 반응물에서 끊는 결합은 H–H 2개와 O=O 1개이다. 결합을 끊는 데 필요한 에너지는 양수이다.
$E_{\text{break}} = 2 \times 436 + 495 = 1367\text{kJ}$

3. 물 한 분자에는 O–H 결합이 2개 있으므로 물 2몰에서 형성되는 O–H 결합은 4몰이다.
$E_{\text{form}} = 4 \times 463 = 1852\text{kJ}$

4. 형성되는 결합에서 방출되는 에너지를 빼 준다.
$\Delta H = 1367 - 1852 = -485\text{kJ}$

이는 위 반응식이 1몰 진행할 때의 값으로, 문항의 선택지 단위 기준에서는 −485kJ/mol에 해당한다. 수소 1몰당 값으로 환산하면 −242.5kJ/mol이므로 **수소의 몰수와 반응식 기준**을 혼동하지 않는다. 음의 부호는 발열 반응임을 뜻한다.

NoteBase

문 10. 원자 및 이온의 반지름에 관한 설명으로 옳지 않은 것은?

① 결합 원자 반지름이 비결합 원자 반지름보다 작다.

② 주기율표의 같은 주기에서 왼쪽으로 갈수록 증가한다.

③ 주기율표의 같은 족에서 아래쪽으로 갈수록 증가한다.

④ 전자들 간의 반발 감소로 인해 음이온은 원래 원자보다 작다.

정답 4번

간단한 해설

음이온은 중성 원자가 전자를 얻어 형성되므로, 핵전하는 그대로인 채 전자 사이 반발이 커져 **원래 원자보다 반지름이 커진다**. 전자를 잃어 작아지는 양이온과 반대이다.

선지별 해설

① (O) 결합 원자 반지름은 결합한 원자 사이 거리로, 비결합 원자 반지름은 서로 결합하지 않은 원자 사이의 접근 거리로 정한다. 결합할 때 두 원자가 더 가까워지므로 일반적으로 결합 반지름이 비결합 반지름보다 작다.

② (O) 같은 주기의 원자들은 주된 전자껍질이 같고, 오른쪽으로 갈수록 유효 핵전하가 커져 전자구름을 더 강하게 끌어당기는 경향이 있다. 따라서 일반적인 원자 반지름은 왼쪽으로 갈수록 커진다.

③ (O) 같은 족에서 아래로 갈수록 전자껍질 수가 늘고 바깥 전자가 핵에서 더 멀리 분포한다. 안쪽 전자들의 가림 효과도 커지므로 원자 반지름은 일반적으로 증가한다.

④ (X) 음이온이 형성될 때는 전자가 추가되어 전자 사이의 반발이 증가하고 전자구름이 더 퍼진다. 따라서 **음이온은 그 중성 원자보다 크다**. 반발이 감소하여 작아진다는 설명은 방향이 반대이다.

NoteBase

문 11. 다음은 $AB_2(g)$의 내용을 나타낸 것이다.
이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?

질량	부피	1g에 들어 있는 전체 원자수	AB_2 분자량
1g	4L	N	M

<보기>

ㄱ. 1g $AB_2(g)$ 분자의 몰(mol)수는 Mmol이다.

ㄴ. 1g에 들어 있는 A의 원자수는 $\frac{2N}{3}$이다.

ㄷ. 1몰(mol)의 부피는 4ML이다.

ㄹ. 1몰(mol)에 해당하는 분자수는 $\frac{MN}{3}$이다.

① ㄱ, ㄹ

② ㄴ, ㄷ

③ ㄷ, ㄹ

④ ㄱ, ㄴ, ㄷ, ㄹ

정답 3번

간단한 해설

전체 원자수 N을 분자수와 구별해야 한다. AB_2 한 분자에 원자가 3개 있고 1 mol의 질량이 M g이므로, 1 mol의 부피는 $4M$ L, 분자수는 $MN/3$개이다.

NoteBase

보기별 해설

ㄱ. X: 분자량이 M이면 몰질량의 수치는 M이므로, 1 g의 물질량은 $n = \frac{1}{M}$ mol이다. 질량을 몰질량으로 나누어야 하므로 M mol이 아니다.

ㄴ. X: AB_2 한 분자는 A 원자 1개와 B 원자 2개, 총 3개의 원자로 이루어진다. 전체 원자수가 N인 1 g에는 분자가 $N/3$개 있으므로 A 원자수도 $N/3$개이다. $2N/3$개는 B 원자수이다.

ㄷ. O: 같은 온도와 압력에서 기체의 부피는 물질량에 비례한다. 1 g의 부피가 4 L이고 1 mol의 질량은 M g이므로, 1 mol의 부피는 $4M$ L이다.

ㄹ. O: 1 g의 분자수는 전체 원자수 N을 3으로 나눈 $N/3$개이다. 1 mol은 M g에 해당하므로 분자수는 $M \times \frac{N}{3} = \frac{MN}{3}$개이다.

옳은 보기는 ㄷ, ㄹ이므로 정답은 ③이다.

NoteBase

문 12. 다음은 두 가지 금속 반응의 화학 반응식이다.

$Zn(s) + 2HCl(aq) \rightarrow$ ㉠$(aq) + H_2(g)$

$2Fe(s) + aHCl(aq) \rightarrow 2FeCl_3(aq) + bH_2(g)$

(단, a, b는 반응 계수이다.)

이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?

<보기>

ㄱ. ㉠은 $ZnCl_2$이다.

ㄴ. a+b=9이다.

ㄷ. 같은 몰(mol)양의 Zn(s)과 Fe(s)을 각각 충분한 양의 HCl(aq)에 넣은 후 반응이 완료되었을 때 생성되는 H_2(g)의 몰(mol)비는 1:2이다.

① ㄱ, ㄴ

② ㄱ, ㄷ

③ ㄴ, ㄷ

④ ㄱ, ㄴ, ㄷ

정답 1번

간단한 해설

제시된 철 반응식의 원자 수를 맞추면 **a = 6, b = 3**이다. 같은 몰의 두 금속에 대응하는 수소 몰비는 **제시식상 2:3**이지 1:2가 아니며, 이 계산은 실제 철·염산 반응에서 $FeCl_2$가 생성되는 것과 구별해야 한다.

NoteBase

보기별 해설

문제에 제시된 식의 계수는 각 원소의 원자 수가 반응 전후에 같도록 정한다. 균형 반응식의 계수비로 몰수 관계를 계산하되, 제시식의 형식적 계산과 실제 반응의 타당성은 구분한다.

ㄱ. O: 첫째 식에서 Zn 원자 1개와 Cl 원자 2개를 포함하는 생성물은 $ZnCl_2$이다. 따라서 반응식은 $Zn(s) + 2HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$이고, ㉠은 $ZnCl_2$이다.

ㄴ. O: 문제에 적힌 $2FeCl_3$에는 Cl 원자가 $2 \times 3 = 6$개 있으므로 HCl의 계수 a는 6이다. 왼쪽 H 원자 6개에 맞추려면 H_2의 계수 b는 3이므로 $a + b = 6 + 3 = 9$이다. 균형을 맞춘 제시식은 $2Fe(s) + 6HCl(aq) \rightarrow 2FeCl_3(aq) + 3H_2(g)$이다. 이는 **문제에 명시된 식의 계수**에 대한 판단이지, 실제 철과 염산이 이 생성물을 만든다는 뜻은 아니다.

ㄷ. X: 제시식을 기준으로 Zn 1 mol에 대응하는 수소는 1 mol이고, Fe 2 mol에 대응하는 수소는 3 mol이다. 같은 몰의 금속을 비교해야 하므로 각 금속을 1 mol로 맞추면 Fe 쪽 수소는 $1 \times \frac{3}{2} = \frac{3}{2}$ mol이다. 따라서 Zn과 Fe에서 얻는 수소의 몰비는 $1 : \frac{3}{2} = 2 : 3$으로, 1:2가 아니다. 수소의 계수만 비교하지 않고 **반응하는 금속의 몰수를 같은 기준으로 맞춘다**.

실제 반응과의 구별: 철이 염산과 반응하는 통상적인 반응식은 $Fe(s) + 2HCl(aq) \rightarrow FeCl_2(aq) + H_2(g)$이다. 이 실제 반응을 기준으로 하면 같은 몰의 Zn과 Fe는 각각 같은 몰의 수소를 생성하여 수소 몰비가 1:1이므로, ㄷ은 이 경우에도 성립하지 않는다. 따라서 원문의 $FeCl_3$ 생성식을 실제 반응의 일반적인 결과로 받아들이면 안 된다. 다만 ㄴ의 a와 b는 원문에 적힌 $FeCl_3$ 식에 지정된 계수이므로, 실제 반응식으로 바꾸어 다시 계산한 값을 대입하지 않는다.

제시된 식에 지정된 계수와 각 보기의 내용을 판별하면 옳은 보기는 ㄱ, ㄴ으로, ①에 해당한다. ②·③·④는 모두 ㄷ을 포함하므로 제외된다.

NoteBase

문 14. 다음은 물질의 전기분해 실험 내용을 나타낸 것이다. (가)와 (나)는 각각 $ZnCl_2(aq)$, $NaCl(aq)$ 중 하나이고, ㉠과 ㉡은 각각 $Zn(s)$, $H_2(g)$ 중 하나이다. 이에 대한 설명으로 옳은 것만을 〈보기〉에서 있는 대로 고른 것은?

물질	(+)극	(−)극
(가)	㉠	H_2
(나)		㉡

〈보기〉

ㄱ. ㉡은 $Zn(s)$이다.

ㄴ. (가)를 전기분해 할 때 (−)극에서 $H_2O(l)$이 산화된다.

ㄷ. (가)의 전기분해에서 생성된 ㉠의 몰(mol) 수는 H_2의 2배이다.

① ㄱ

② ㄱ, ㄴ

③ ㄴ, ㄷ

④ ㄱ, ㄴ, ㄷ

정답 1번

출제 포인트

전기분해는 전류로 산화·환원 반응을 일으키는 과정이며, (+)극에서는 산화, (−)극에서는 환원이 일어난다. 표에서 (가)의 (−)극에 수소가 생성된다는 단서로 수용액을 구별하고, 반쪽 반응식으로 생성물의 몰수비를 판단한다.

보기 판단

ㄱ O: (가)는 $NaCl(aq)$, (나)는 $ZnCl_2(aq)$이다. (가)에서는 나트륨 이온 대신 물이 환원되어 수소가 발생하고, (나)에서는 아연 이온이 환원된다. 따라서 ㉡은 $Zn(s)$이다. 아연의 생성 반응은 $Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn(s)$이다.

ㄴ X: “물이 산화된다”가 틀리다. (가)의 (−)극에서는 물이 전자를 받아 환원된다. 반응식은 $2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-$이다.

ㄷ X: “수소의 2배”가 틀리다. ㉠은 (+)극에서 염화 이온이 산화되어 생성되는 염소이다. 반응식은 $2Cl^- \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$이다. 염소 1몰을 생성할 때 내놓는 전자와 수소 1몰을 생성할 때 받는 전자가 각각 2몰이므로, 염소와 수소의 생성 몰수는 같다. 즉 $n(Cl_2) : n(H_2) = 1 : 1$이다.

NoteBase

선지별 해설

① O: ㄱ만 포함한다. ㉡은 아연이고, ㄴ의 산화 및 ㄷ의 2배라는 설명은 틀리다.
② X: ㄴ을 포함한 것이 틀리다. ㄴ의 “산화”를 “환원”으로 고쳐야 하므로, 옳은 보기의 조합은 ㄱ만이다.
③ X: ㄴ과 ㄷ은 모두 틀리고, 옳은 ㄱ이 빠져 있다. 물은 환원되고 염소와 수소의 몰수는 같으므로, ㄴ·ㄷ 대신 ㄱ만 포함해야 한다.
④ X: ㄴ과 ㄷ까지 포함한 것이 틀리다. ㄴ은 환원, ㄷ은 수소와 같은 몰수로 고쳐야 하므로, 옳은 보기의 조합은 ㄱ만이다.

오답 포인트

(−)극이라는 부호를 산화와 연결하면 ㄴ을 잘못 판단한다. 전기분해의 (−)극은 전자를 공급받는 환원극이다. 또한 염소와 수소가 모두 이원자 분자라는 사실이나 반응물의 계수 2만으로 몰수비를 판단하면 ㄷ에 속기 쉽다. 두 반쪽 반응에서 주고받는 전자 수를 맞추어야 한다.

다시 나오면 이렇게 판단

먼저 각 전극의 생성물로 수용액을 구별한다. 다음으로 (+)극은 산화, (−)극은 환원이라는 기준을 적용한다. 생성물의 양을 비교할 때는 반쪽 반응식의 전자 수를 같게 맞춘 뒤 생성물의 계수비를 읽는다.

암기 포인트

전기분해는 (+)극 산화, (−)극 환원이다. 이 문제의 염소와 수소는 각각 전자 2몰당 1몰 생성되므로 몰수비가 1:1이다.

NoteBase

문 15. 다음 반응에서 $CS_2(l)$의 몰 생성열[kJ/mol]은?

C(s,흑연)+O_2(g)→CO_2(g) Δ H=-400 kJ/mol
$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)\ \Delta H = -300$ kJ/mol
$CS_2(l) + 3O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2SO_2(g)\ \Delta H = -1{,}072$ kJ/mol

① 72
② 372
③ −700
④ −1,072

정답 1번

간단한 해설

탄소와 황 2 mol의 연소열을 더한 뒤, **이황화 탄소 연소 반응을 거꾸로** 더하면 생성 반응이 된다.
$-400 + 2(-300) + 1{,}072 = +72$kJ/mol이다.

계산 과정

구하려는 생성 반응은 원소로부터 $CS_2(l)$ 1 mol을 만드는 C(s,흑연)+2S(s)→CS_2(l)이다. 헤스 법칙에 따라 주어진 반응식들을 조합한다.

탄소의 연소 반응에 황의 연소 반응을 2배 하여 더하면 $C + 2S + 3O_2 \rightarrow CO_2 + 2SO_2$가 된다. 이때 엔탈피 변화는 $-400 + 2(-300) = -1{,}000$kJ이다.

CS_2의 연소 반응을 뒤집으면 $CO_2 + 2SO_2 \rightarrow CS_2 + 3O_2$가 되고, 엔탈피 변화의 부호도 바뀌어 +1,072kJ이다.

두 식을 더하여 CO_2, SO_2, O_2를 소거하면 목표 생성 반응을 얻는다. 따라서
$\Delta H_f = -1{,}000 + 1{,}072 = +72$kJ/mol이며 ①이 맞다.

NoteBase

문 16. 질량이 3.6g인 사탕에 포도당($C_6H_{12}O_6$) 1.8g이 들어 있을 때, 이 사탕에 포함된 포도당의 몰[mol]수는?

① 0.0045

② 0.01

③ 0.018

④ 0.04

정답 2번

간단한 해설

포도당의 **몰수**는 포도당의 질량을 몰질량으로 나누어 구한다. 포도당 1.8 g을 180 g/mol로 나누면 **0.01 mol**이므로 정답은 ②이다.

계산 과정

① 포도당의 몰질량 구하기

탄소, 수소, 산소의 원자량을 각각 12, 1, 16으로 계산하면 다음과 같다.

$M(C_6H_{12}O_6) = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180\text{g/mol}$

② 포도당의 질량 확인하기

사탕 전체의 질량은 3.6 g이지만, 구하려는 것은 **포도당의 몰수**이므로 포도당의 질량인 **1.8 g**을 사용한다.

③ 몰수 계산하기

$n = \frac{m}{M} = \frac{1.8\text{g}}{180\text{g/mol}} = 0.01\text{mol}$

따라서 사탕에 포함된 포도당은 **0.01 mol**이다.

NoteBase

문 17. 다음 반응에서 아이소뷰틸렌(C_4H_8) 28g과 충분한 양의 메탄올(CH_4O)을 반응시켜 메틸 tert-뷰틸 에테르($C_5H_{12}O$) 26.4g을 얻었을 때 반응 수득 백분율[%]은?

$C_4H_8(g) + CH_4O(l) \rightarrow C_5H_{12}O(l)$

① 50

② 60

③ 75

④ 90

정답 2번

간단한 해설

아이소뷰틸렌이 한계 반응물이고 생성물과의 몰비가 1:1이므로 이론적 수득량은 44 g이다. **실제 26.4 g을 이론적 44 g과 비교**하면 수득백분율은 60%이다.

계산 과정

메탄올이 충분하므로 아이소뷰틸렌이 **한계 반응물**이다. 제시된 반응식에서 C_4H_8과 $C_5H_{12}O$의 계수는 각각 1이므로 반응물과 생성물의 몰비는 1:1이다.

기초 계산에서 원자량을 C = 12, H = 1, O = 16으로 사용하면 아이소뷰틸렌의 몰질량은 $4 \times 12 + 8 \times 1 = 56$ g/mol이다. 따라서 주어진 28 g은 $\frac{28}{56} = 0.5$ mol이다.

생성물의 몰질량은 $5 \times 12 + 12 \times 1 + 16 = 88$ g/mol이다. 몰비가 1:1이므로 생성물의 이론적 수득량은 0.5 mol, 질량으로는 $0.5 \times 88 = 44$ g이다.

수득백분율은 **실제 수득량을 이론적 수득량으로 나눈 백분율**이다. 실제 얻은 질량은 26.4 g이므로 수득백분율=(26.4)/(44)×100=60\%이다.

따라서 반응 수득백분율은 60%이며, ②와 일치한다.

NoteBase

문 18. 질소와 수소로 암모니아를 만드는 반응의 $\Delta H = -90$ kJ이다. 이 반응이 15atm의 일정 압력하에서 일어나고 부피가 4L 감소하였을 때, 내부 에너지의 변화량[kJ]은? (단, $1\ \text{atm} = 1 \times 10^5\ \text{N/m}^2$이다.)

① −36

② −60

③ −84

④ −150

정답 3번

간단한 해설

일정 압력에서 **내부 에너지 변화는 엔탈피 변화에서 압력·부피 변화 항을 뺀 값**이다. $P\Delta V = -6$ kJ이므로 $\Delta U = -90 - (-6) = -84$ kJ이다.

계산 과정

① 관계식 설정: 엔탈피는 $H = U + PV$이므로 압력이 일정하면 $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$이다. 따라서 내부 에너지 변화는 $\Delta U = \Delta H - P\Delta V$로 구한다.

② 압력·부피 변화의 단위 환산: 주어진 환산값에 따라 $P = 15 \times 10^5$ Pa이다. 부피가 감소했으므로 Δ V=-4 L=-4×10^-3 m^3이다.

③ 압력·부피 항 계산: PΔ V=(15×10^5)(-4×10^-3)=-6000 J=-6 kJ이다. 부피 감소이므로 계가 외부로부터 받는 압축 일은 양수이다.

④ 내부 에너지 변화: $\Delta U = -90 - (-6) = -84$ kJ이다. 따라서 정답은 ③이다.

NoteBase

문 19. 1M 젖산($HC_3H_5O_3$, $K_a = 10^{-4}$)과 0.1M 젖산 소듐($C_3H_5O_3Na$)이 들어 있는 용액에 포함된 수소이온의 몰 농도 [M]는?

① 10^{-3}

② 10^{-4}

③ 10^{-5}

④ 10^{-6}

정답 1번

간단한 해설

약산과 그 짝염기가 함께 있으므로 **수소이온 농도는 Ka에 산 농도/짝염기 농도를 곱해** 구한다.
$10^{-4} \times \frac{1}{0.1} = 10^{-3}$M이다.

계산 과정

젖산을 HA, 젖산 이온을 A^-로 나타내면 $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$이다. 젖산 소듐은 용액에서 해리하여 짝염기 A^-를 공급하므로 **약산과 짝염기가 함께 있는 완충 용액**으로 계산한다.

산 해리 상수 식을 수소이온 농도에 대해 정리하면
$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$
$[H^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]}$
이다.

해리에 따른 농도 변화를 주어진 농도에 비해 작다고 근사하면 $[HA] \approx 1M$, $[A^-] \approx 0.1M$이다. 따라서
$[H^+] \approx 10^{-4} \times \frac{1}{0.1} = 10^{-3}M$

수소이온 농도는 약 10^{-3}M이므로 정답은 ①이다. 구한 농도는 짝염기의 0.1 M에 비해 약 1%이므로 사용한 농도 근사는 타당하다.

NoteBase

문 20. 다음 내용에서 각 수의 크기가 큰 순서대로 옳게 나열한 것은?

ㄱ. 1 mol $NaNO_3(s)$의 원자수
ㄴ. 물에 완전히 녹아서 해리된 1 mol H_2SO_4의 이온수
ㄷ. 360 g $C_6H_{12}O_6(s)$의 분자수
ㄹ. 3 mol $N_2(g)$와 3 mol $H_2(g)$가 정량적으로 반응한 후 물질의 모든 분자수

① ㄱ > ㄹ > ㄴ > ㄷ
② ㄴ > ㄱ > ㄹ > ㄷ
③ ㄷ > ㄱ > ㄴ > ㄹ
④ ㄹ > ㄴ > ㄷ > ㄱ

정답 1번

간단한 해설

각 입자 수를 N_A의 배수로 환산하면 **ㄱ은 5, ㄴ은 3, ㄷ은 2, ㄹ은 4**이다. 특히 ㄹ은 생성된 암모니아뿐 아니라 반응하지 않고 남은 질소 분자도 포함해야 한다.

계산 과정

각 수를 아보가드로 상수 N_A의 배수로 바꾸면 서로 비교할 수 있다. 단, 물질의 몰수와 원자·분자·이온의 몰수를 구별해야 한다.

ㄱ: $NaNO_3$의 화학식 단위 하나에는 Na 1개, N 1개, O 3개로 총 5개의 원자가 있다. 따라서 1 mol에 들어 있는 원자 수는 $5N_A$이다.

ㄴ: 문제의 완전 해리 조건에서 H_2SO_4 1 mol은 H^+ 2 mol과 SO_4^{2-} 1 mol을 만든다. 전체 이온 수는 $3N_A$이다.

ㄷ: $C_6H_{12}O_6$의 몰질량은 $6(12)+12(1)+6(16)=180\,g/mol$이다. 360 g은 2 mol이므로 분자 수는 $2N_A$이다.

ㄹ: 반응식은 $N_2+3H_2\rightarrow 2NH_3$이다. 수소 3 mol이 한계 반응물이 되어 질소 1 mol과 반응하므로, 암모니아 2 mol이 생기고 질소 2 mol이 남는다. 반응 후 모든 분자는 총 4 mol, 즉 $4N_A$이다.

따라서 각 수는 ㄱ 5, ㄹ 4, ㄴ 3, ㄷ 2의 비이며, 큰 순서는 **ㄱ > ㄹ > ㄴ > ㄷ**으로 ①이다.

NoteBase

문 21. 화합물 명명법에 따른 물질의 이름이 옳은 것만을 <보기>에서 고른 것은?

<보기>
ㄱ. CH_3NH_2: 메틸암모니아
ㄴ. $CH_3NH_3^+$: 메틸암모늄 이온
ㄷ. NO_2: 산화질소
ㄹ. HSO_4^-: 황산수소 이온

① ㄱ, ㄴ
② ㄱ, ㄷ
③ ㄴ, ㄹ
④ ㄷ, ㄹ

정답 3번

간단한 해설

$CH_3NH_3^+$는 **메틸암모늄 이온**이고, HSO_4^-는 수소가 하나 남아 있는 **황산수소 이온**이다. 메틸아민과 그 양이온, 산화물의 산소 원자 수를 구별한다.

보기별 해설

ㄱ. X: CH_3NH_2는 암모니아의 수소 하나가 메틸기로 치환된 아민으로, 이름은 **메틸아민**이다. 메틸암모니아라고 부르지 않는다.

ㄴ. O: $CH_3NH_3^+$는 메틸아민이 양성자를 받아 생성되는 양이온이다. 암모늄 이온의 수소 하나가 메틸기로 치환된 형태이므로 메틸암모늄 이온이다. 전하가 없는 메틸아민과 구별한다.

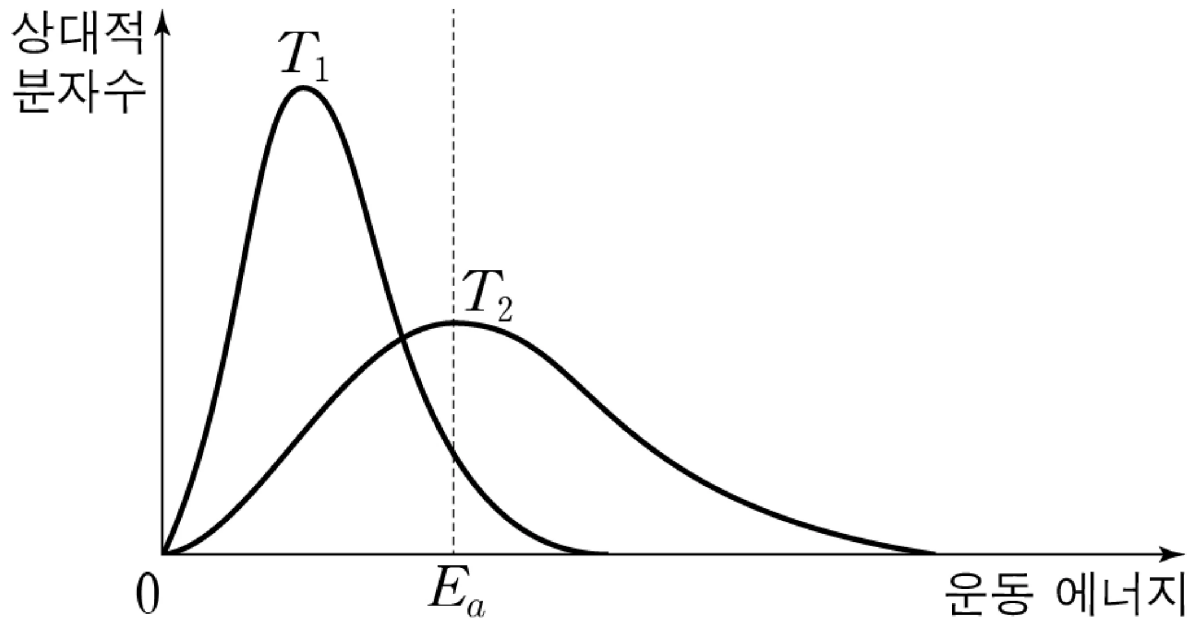
ㄷ. X: NO_2는 질소 원자 1개와 산소 원자 2개로 이루어지므로 **이산화질소**이다. 산소 원자가 1개인 NO는 일산화질소로, 두 물질의 조성을 구별해야 한다.

ㄹ. O: HSO_4^-는 황산에서 양성자 하나가 떨어져 나온 음이온으로, 황산수소 이온이다. 수소가 남아 있지 않은 황산 이온 SO_4^{2-}과는 조성과 전하가 다르다.

따라서 이름이 옳게 연결된 보기는 ㄴ, ㄹ이며, ③과 일치한다.

NoteBase

문 22. 다음은 온도 T_1과 T_2에서 기체 분자의 운동 에너지 분포 곡선을 나타낸 것이다. 이에 관한 설명으로 옳지 않은 것은? (단, E_a는 활성화 에너지이다.)



① 반응 속도 상수는 T_2가 T_1보다 크다.

② 분자의 평균 운동 속도는 T_1과 T_2가 같다.

③ 반응이 가능한 분자수는 T_2가 T_1보다 많다.

④ 정촉매 사용 시 활성화 에너지는 E_a보다 낮아진다.

정답 2번

간단한 해설

고에너지 쪽으로 더 넓게 퍼진 T_2 곡선이 더 높은 온도에 해당한다. 같은 기체에서는 **온도가 높을수록 평균 속력이 커지므로** 두 온도에서 평균 운동 속도가 같다는 설명은 옳지 않다.

NoteBase

선지별 해설

① O: 더 넓게 퍼져 고에너지 쪽 분포가 큰 곡선이 더 높은 온도에 해당하므로 $T_2 > T_1$이다. 주어진 양의 활성화 에너지를 갖는 반응에서는 아레니우스 식 $k = Ae^{-E_a/(RT)}$에 따라 온도가 높을수록 반응 속도 상수가 커진다.

② X: 같은 기체의 평균 속력은 절대온도의 제곱근에 비례한다. 따라서 더 높은 온도인 T_2에서 평균 속력이 더 크며, 두 온도에서 같지 않다. 여기서 운동 속도는 분자 운동의 빠르기를 뜻한다.

③ O: 곡선 아래에서 E_a 이상인 영역의 면적은 활성화 에너지 이상의 에너지를 가진 분자의 비율을 나타낸다. T_2에서 이 면적이 더 크므로, 같은 전체 분자수에서 반응에 필요한 에너지 조건을 만족하는 분자수가 더 많다.

④ O: 정촉매는 **활성화 에너지가 더 낮은 반응 경로**를 제공한다. 따라서 같은 온도에서도 에너지 장벽을 넘을 수 있는 분자의 비율이 커져 반응이 빨라진다.

NoteBase

문 23. 다음은 강철 용기 내에서 일어난 반응이다. 이에 대한 설명으로 옳지 않은 것은? (단, 이 반응의 평형 상수는 6.0×10^{-2}이고, 이때 A, B, C의 평형 농도는 각각 6.0×10^{-2}M, 1.0×10^{-2}M, 6.0×10^{-5}M 이다.)

$A(g) + 3B(g) \rightleftharpoons 2C(g) \qquad \Delta H < 0$

① 반응 온도를 증가시키면, 평형 상수는 감소한다.

② 반응 용기에 He(g)을 추가할 때 C 농도가 감소한다.

③ A 농도를 1.2×10^{-1}M로 증가시키면, 반응은 C 농도가 증가하는 방향으로 움직인다.

④ C 농도를 1.2×10^{-4}M로 증가시키면, 반응은 B 농도가 증가하는 방향으로 움직인다.

정답 2번

간단한 해설

일정 부피의 용기에 He을 넣어도 **반응 기체의 농도와 부분 압력은 변하지 않는다**. 전체 압력 증가만으로 평형 이동을 판단하면 안 되며, 이 경우 C 농도는 감소하지 않는다.

선지별 해설

① (O) 정반응은 $\Delta H < 0$인 발열 반응이다. 온도를 높이면 열을 흡수하는 역반응 쪽이 유리해지므로 **평형 상수는 감소**한다.

② (X) 강철 용기는 부피가 일정한 용기로 본다. 온도를 유지하며 비활성 기체 He을 추가해도 A, B, C의 몰수와 용기 부피가 바뀌지 않으므로 각 반응 기체의 농도는 변하지 않는다. 전체 압력은 증가하지만 **평형은 이동하지 않고 C 농도도 그대로**이다.

③ (O) 반응 지수는 $Q_c = [C]^2/([A][B]^3)$이다. A 농도만 2배로 만들면 Q는 원래 값의 절반인 3.0×10^{-2}가 된다. $Q_c < K_c$이므로 정반응이 진행하여 C 농도가 증가한다.

④ (O) C 농도만 2배로 만들면 반응 지수의 분자에 제곱으로 들어가므로 Q는 4배인 2.4×10^{-1}이 된다. $Q_c > K_c$이므로 역반응이 진행하여 A와 B가 생성되고 B 농도가 증가한다.

NoteBase

문 24. (가) 반응을 이용하는 갈바니 전지가 있다. (나)의 표준 환원 전극 전위를 사용하여 구한 전지전위 V는?

(가)

$$\mathrm{Pt}(s)|\mathrm{ClO_3^-}(aq),\mathrm{ClO_4^-}(aq),\mathrm{H^+}(aq)\|\mathrm{H^+}(aq),\mathrm{MnO_4^-}(aq),\mathrm{Mn^{2+}}(aq)|\mathrm{Pt}(s)$$

(나)

$$\mathrm{MnO_4^-}+5e^-+8\mathrm{H^+}\rightarrow\mathrm{Mn^{2+}}+4\mathrm{H_2O}\quad E^\circ=1.51\mathrm{V}$$
$$\mathrm{ClO_4^-}+2\mathrm{H^+}+2e^-\rightarrow\mathrm{ClO_3^-}+\mathrm{H_2O}\quad E^\circ=1.19\mathrm{V}$$

① -0.32

② 0.32

③ -2.83

④ 2.83

정답 2번

간단한 해설

갈바니 전지의 표준 전지전위는 **환원 전극 전위 − 산화 전극의 환원 전위**이다. 오른쪽의 1.51 V에서 왼쪽의 1.19 V를 빼면 +0.32 V이다.

계산 과정

전지 표기에서 왼쪽은 산화 전극, 오른쪽은 환원 전극이다. 오른쪽에서는 $\mathrm{MnO_4^-}$가 $\mathrm{Mn^{2+}}$로 환원되고, 왼쪽에서는 $\mathrm{ClO_3^-}$가 $\mathrm{ClO_4^-}$로 산화된다. 양쪽 Pt는 전자를 전달하는 전극이며 반응물로 소비되지 않는다.

표준 전지전위는 **환원 전극의 환원 전위에서 산화 전극의 환원 전위를 뺀 값**이다. 주어진 표준 환원 전위는 각각 1.51 V와 1.19 V이므로 E^_전지=1.51-1.19=0.32 V이다.

왼쪽 반쪽 반응을 산화 방향으로 바꾸어 산화 전위 −1.19 V와 오른쪽의 환원 전위 +1.51 V를 더해도 같은 값이다. 전자 수 5개와 2개를 맞추려고 반응식 계수를 배수로 조절하더라도 **전극 전위에는 그 배수를 곱하지 않는다**.

따라서 주어진 표준 전극 전위로 구한 전지전위는 +0.32 V이며, ②와 일치한다.

NoteBase

문 25. C(s, 흑연)에서 CO_2(g)가 생성되는 반응의 연소 엔탈피(ΔH)는 −394 kJ/mol이고, CO(g)에서 CO_2(g)가 생성되는 반응의 연소 엔탈피(ΔH)는 −283.3 kJ/mol이다. 이를 이용하여 C(s, 흑연)에서 CO(g)가 2.8 g 생성될 때 엔탈피[kJ/mol]는?

① −11.07

② −22.14

③ −33.21

④ −44.28

정답 1번

출제 포인트

헤스의 법칙으로 흑연에서 일산화탄소가 생성되는 몰 반응 엔탈피를 구한 뒤, 실제 생성량에 해당하는 엔탈피 변화로 환산한다.

조건 정리

흑연의 연소 엔탈피는 −394kJ/mol, 일산화탄소의 연소 엔탈피는 −283.3kJ/mol이다. 생성된 일산화탄소의 질량은 2.8g이며, 몰질량은 28g/mol로 계산한다. 문항의 단위 표기는 kJ/mol이지만, 제시된 선지값은 2.8g 생성에 따른 전체 엔탈피 변화인 kJ에 해당한다.

사용할 공식

헤스의 법칙은 반응 경로와 관계없이 전체 반응의 엔탈피 변화가 같다는 원리이다. 흑연이 일산화탄소를 거쳐 이산화탄소가 되는 두 반응을 더하면, 흑연이 이산화탄소가 되는 연소 반응과 같아진다. 따라서 흑연의 연소 엔탈피에서 일산화탄소의 연소 엔탈피를 빼면 일산화탄소 생성 반응의 몰 엔탈피를 얻는다. 전체 엔탈피 변화는 몰 엔탈피에 생성 몰수를 곱해 구한다.

$\Delta H = n\Delta H_m$

NoteBase

계산 과정

1. 목표 반응은 다음과 같다.

$C(s) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow CO(g)$

2. 일산화탄소의 연소 반응을 역으로 더하므로, 그 엔탈피의 부호를 바꾼다.

$\Delta H_m = -394 + 283.3$

$\Delta H_m = -110.7\text{kJ/mol}$

3. 생성 질량을 몰수로 환산한다.

$n = \frac{2.8\text{g}}{28\text{g/mol}}$

$n = 0.1\text{mol}$

4. 실제 생성량에 해당하는 엔탈피 변화를 구한다.

$\Delta H = -110.7 \cdot 0.1\text{kJ}$

$\Delta H = -11.07\text{kJ}$

선지 판단

① O: -11.07은 몰 반응 엔탈피 -110.7kJ/mol에 생성량 0.1mol을 곱한 값과 일치한다.

② X: -22.14는 필요한 엔탈피 변화의 2배이며, 0.2mol이 생성될 때의 값이다. 주어진 생성량에서는 -11.07kJ로 고쳐야 한다.

③ X: -33.21은 필요한 엔탈피 변화의 3배이며, 0.3mol이 생성될 때의 값이다. 주어진 생성량에서는 -11.07kJ로 고쳐야 한다.

④ X: -44.28은 필요한 엔탈피 변화의 4배이며, 0.4mol이 생성될 때의 값이다. 주어진 생성량에서는 -11.07kJ로 고쳐야 한다.

오답 포인트

일산화탄소의 연소 반응을 역으로 사용할 때는 엔탈피 부호도 바꿔야 한다. 또한 2.8g은 0.1mol이므로 몰 반응 엔탈피의 10분의 1을 적용한다. ②~④는 이 생성량보다 각각 2배, 3배, 4배 많은 양에 해당하는 값이다. 몰 엔탈피의 단위와 실제 반응량의 전체 엔탈피 단위도 구분한다.

다시 나오면 이렇게 판단

목표 반응을 먼저 쓰고, 주어진 반응을 뒤집거나 더하여 목표 반응과 일치시킨다. 반응을 뒤집으면 엔탈피 부호를 바꾸고, 계수를 배수로 바꾸면 엔탈피도 같은 배수로 바꾼다. 질량이 주어지면 몰질량으로 나눈 뒤 몰 반응 엔탈피를 곱한다.

암기 포인트

반응을 뒤집으면 엔탈피 부호가 반대가 된다. 전체 엔탈피 변화는 몰 엔탈피와 반응 몰수의 곱이다.

NoteBase

문 26. 암모니아 분자(NH_3)에서 $N-H$ 결합 사이의 실제 결합각이 이상적인 정사면체의 결합각(109.5°)보다 작은 이유로 옳은 것은?

① 수소 결합의 영향

② 전기 음성도의 차이

③ 비공유 전자쌍의 존재

④ 판데르발스(van der Waals) 인력 작용

정답 3번

간단한 해설

암모니아의 질소에는 **비공유 전자쌍 1개**가 있다. 비공유 전자쌍이 결합 전자쌍들을 더 강하게 밀어내므로 H–N–H 결합각이 정사면체 각보다 작아진다.

핵심 풀이

질소는 원자가전자 5개를 가지며, NH_3에서는 수소 3개와 결합한 뒤 **비공유 전자쌍 1개**가 남는다. 질소 주위의 전자 영역은 결합 전자쌍 3개와 비공유 전자쌍 1개로 총 4개이다.

전자쌍 반발 이론에서 비공유 전자쌍은 결합 전자쌍보다 중심 원자 주위에서 더 넓은 공간을 차지해 강하게 반발한다. 이 비공유 전자쌍이 세 N–H 결합을 밀어 서로 가까워지게 하므로 H–N–H 결합각이 이상적인 정사면체 각 109.5°보다 작아진다. 따라서 이유는 ③ 비공유 전자쌍의 존재이다.

암모니아의 전자 영역 배치는 정사면체형이지만, 원자만으로 본 분자 모양은 삼각뿔형이다. 수소 결합과 판데르발스 인력은 분자 사이의 상호작용이며, 이 결합각 감소의 기본 원인은 아니다. N–H의 전기 음성도 차이는 결합의 극성과 관련되지만 질문의 직접적인 설명은 비공유 전자쌍의 반발이다.

NoteBase

문 27. 계의 엔탈피를 구하는 데 필요한 인자에 해당하지 않는 것은?

① 질량

② 압력

③ 부피

④ 내부 에너지

정답 1번

간단한 해설

엔탈피는 **내부 에너지에 압력과 부피의 곱을 더한 값**으로, $H = U + PV$이다. 이 식에 직접 필요한 인자는 내부 에너지, 압력, 부피이며 질량은 별도 항으로 들어가지 않으므로 정답은 ①이다.

선지별 해설

① 질량 (X)
질량은 $H = U + PV$**의 직접적인 구성 인자가 아니다**. 다만 엔탈피는 물질의 양에 따라 달라지는 크기 성질이므로, 질량과 전혀 무관하다는 뜻은 아니다. 질량당 엔탈피인 비엔탈피를 이용할 때는 $H = mh$로 구할 수도 있다.

② 압력 (O)
압력 P는 부피 V와 곱해져 PV **항**을 구성한다.

③ 부피 (O)
부피 V도 압력과 함께 PV 항을 구성하므로 엔탈피의 정의식에 필요하다.

④ 내부 에너지 (O)
내부 에너지 U는 계 내부의 미시적 에너지를 합한 상태량이다. 여기에 PV를 더한 것이 **엔탈피** H이다.

NoteBase

문 28. 다음은 강철 용기 내에서 일어나는 반응이다. $NH_3(g)$가 생성되기 가장 쉬운 조건으로 옳은 것만을 나열한 것은? (단, 압력 및 온도의 변화량은 각각 동일하다.)

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

① 압력 증가, 온도 증가

② 압력 증가, 온도 감소

③ 압력 감소, 온도 증가

④ 압력 감소, 온도 감소

정답 2번

간단한 해설

암모니아 생성은 **기체 몰수가 줄어드는 발열 반응**이다. 압축에 따른 압력 증가는 기체 몰수가 적은 쪽으로, 온도 감소는 열을 내는 쪽으로 평형을 이동시켜 암모니아 생성에 유리하다.

구성 요소별 해설

이 문제는 반응 속도 자체가 아니라 평형이 암모니아 생성 방향으로 이동하는 조건을 묻는다. 르샤틀리에 원리에 따라 평형계에 변화를 주면 그 변화를 완화하는 방향으로 평형이 이동한다.

압력: 반응물 쪽 기체 계수의 합은 1 + 3 = 4이고 생성물 쪽은 2이다. 기체 혼합물을 압축하여 압력을 높이면 **기체 몰수가 적은 생성물 쪽**으로 평형이 이동하므로 암모니아 생성에 유리하다. 일정 부피에서 불활성 기체만 넣어 전체 압력을 높이는 경우처럼 반응 기체의 분압이 변하지 않는 조작과는 구별한다.

온도: 열이 생성물 쪽에 있으므로 암모니아 생성은 발열 반응이다. 온도를 낮추면 낮아진 온도에 대응하여 **열을 방출하는 정반응 방향**으로 평형이 이동한다. 온도 상승은 반대로 흡열 방향인 암모니아 분해에 유리하다.

낮은 온도가 암모니아의 평형 수득량에 유리하다는 말은 반응 속도까지 빠르다는 뜻은 아니다. 제시된 조건 조합은 평형 이동 기준으로 판단한다.

따라서 암모니아 생성 평형에 유리한 조합은 압력 증가와 온도 감소이며, ②와 일치한다.

NoteBase

문 29. 아이오딘 분자(I_2)가 625 K에서 1차 반응 속도 상수 $0.231\ s^{-1}$로 분해될 때 이 반응의 반감기[s]는? (단, $\ln 2 = 0.693$이다.)

① 1

② 2

③ 3

④ 4

정답 3번

간단한 해설

1차 반응의 반감기는 **ln 2를 속도 상수 k로 나눈 값**이다. 0.693 ÷ 0.231 = 3이므로 반감기는 3초이다.

계산 과정

1차 반응의 적분 속도식은 $\ln([A]_0/[A]_t) = kt$이다. 반감기에는 농도가 초기값의 절반이므로 $[A]_t = [A]_0/2$를 대입한다.

따라서 $\ln 2 = kt_{1/2}$이고, 반감기는
$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$
이다. 1차 반응의 반감기는 같은 온도에서 초기 농도와 무관하다.

주어진 속도 상수와 로그값을 대입하면
$t_{1/2} = \frac{0.693}{0.231 s^{-1}} = 3s$
이다. 따라서 정답은 ③ **3초**이다.

NoteBase

문 30. 이온화도(α)가 0.01인 0.1N HCl 용액의 pH는?

① 1

② 2

③ 3

④ 4

정답 3번

간단한 해설

문제에서 지정한 이온화도 0.01을 적용하면 수소 이온 농도는 $0.1 \times 0.01 = 10^{-3}$ mol/L이다. 따라서 pH는 3이다.

계산 과정

① 농도 환산: HCl은 한 분자당 수소 이온 하나를 내놓는 1가 산이므로, 산·염기 반응 기준 0.1 N은 0.1 mol/L에 해당한다.

② 수소 이온 농도 계산: 문제에서 지정한 이온화도 $\alpha = 0.01$을 적용하면
$[H^+] = C\alpha = 0.1 \times 0.01 = 0.001 = 10^{-3}$ mol/L이다.

③ pH 계산: $pH = -\log_{10}[H^+] = -\log_{10} 10^{-3} = 3$이므로 정답은 ③이다.

조건 해석: HCl은 실제 묽은 수용액에서 거의 완전히 이온화하는 강산이다. 여기서는 문제에 별도로 주어진 이온화도 0.01을 적용하는 형식적 계산이며, 일반적인 0.1 M HCl의 이온화 상태를 뜻하지 않는다.

NoteBase

문 31. 25°C에서 포화용액 100 g 속에 용질 20 g이 용해되어 있다. 이 물질의 용해도는?

① 20

② 25

③ 33.33

④ 66.66

정답 2번

간단한 해설

포화용액 100 g에서 용질 20 g을 빼면 **용매는 80 g**이다. 용해도는 용매 100 g 기준이므로 $(20/80) \times 100 = 25$로 계산한다.

계산 과정

이 문제에서 용해도는 일정 온도에서 **용매 100 g에 녹아 포화용액을 만드는 용질의 질량**으로 나타낸다. 용액 전체 질량을 기준으로 하는 질량 백분율과 구별한다.

포화용액 100 g 중 용질이 20 g이므로 용매의 질량은 $100 - 20 = 80$g이다.

용매 80 g에 용질 20 g이 녹아 있으므로, 용매 100 g 기준으로 환산한 용해도는 $\frac{20}{80} \times 100 = 25$이다. 따라서 25°C에서 용매 100 g당 용질 25 g으로 ②가 맞다. ①의 20은 이 용액의 질량 백분율을 수치로 나타낸 값이다.

NoteBase

문 32. 용액의 성질에 관한 설명으로 옳지 않은 것은?

① 농도가 묽을수록 증기 압력은 높다.

② 같은 온도에서 용매의 증기 압력보다 높다.

③ 어는점 내림은 용질 입자의 몰랄 농도에 정비례한다.

④ 라울(Raoult) 법칙에 따르면 용액이 묽을수록 이상 용액에 가깝다.

정답 2번

간단한 해설

비휘발성 용질이 녹아 있는 묽은 용액에서는 용매의 몰분율이 감소하여 같은 온도의 **순수한 용매보다 증기 압력이 낮아진다**. 증기 압력이 높아진다는 설명은 이 증기 압력 내림과 반대이다.

선지별 해설

어는점 내림과 라울 법칙을 함께 다루는 문맥에 따라, 비휘발성 용질이 녹아 있는 묽은 용액의 총괄성 모형에서 판단한다. 증기 압력은 같은 온도에서 용매가 나타내는 증기 압력이며, 휘발성 용질까지 포함한 혼합물의 총증기압으로 일반화하지 않는다.

① O: 라울 법칙은 P=x_용매P^이다. 여기서 P°는 순수한 용매의 증기 압력이다. 용액이 묽어지면 용매의 몰분율이 커지므로 용매의 증기 압력은 높아져 순수한 용매의 값에 가까워진다.

② X: 용질이 들어 있는 용액에서는 용매의 몰분율이 1보다 작으므로 **순수한 용매보다 증기 압력이 낮다**. 이것이 증기 압력 내림이며, 높다는 설명은 반대이다.

③ O: 묽은 용액에서 어는점 내림은 Δ T_f=K_fm_입자로 나타낸다. 같은 용매에서는 어는점 내림 상수가 일정하므로 **실제로 존재하는 용질 입자의 몰랄 농도**에 정비례한다. 전해질이면 해리로 생긴 입자 수를 반영한다.

④ O: 용액이 충분히 묽어지면 용매가 거의 순수한 상태에 가까워져 용매에 대한 라울 법칙의 근사가 잘 성립한다는 뜻이다. 이 문맥의 이상적 거동은 **묽은 용액에서 용매의 거동**에 관한 것으로, 모든 조성에서 모든 성분이 라울 법칙을 정확히 따른다는 뜻은 아니다.

따라서 이 총괄성 모형에서 옳지 않은 설명은 증기 압력이 높다고 한 ②이다.

NoteBase

문 33. 1M NaCl 용액 300mL와 2M NaCl 용액 200mL를 혼합한 용액의 몰 농도[M]는?

① 1.2

② 1.3

③ 1.4

④ 1.5

정답 3번

간단한 해설

혼합 농도는 **전체 용질 몰수 ÷ 전체 용액 부피**로 구한다. NaCl은 0.3 + 0.4 = 0.7 mol, 전체 부피는 0.5 L이므로 1.4 M이다.

계산 과정

몰 농도는 용액 1 L에 들어 있는 용질의 몰수이다. 혼합 전 두 용액에서 **NaCl의 몰수를 각각 구한 뒤 더한다**.

첫 용액의 NaCl 몰수는 $1\text{mol/L} \times 0.300\text{L} = 0.300\text{mol}$이고, 둘째 용액은 $2\text{mol/L} \times 0.200\text{L} = 0.400\text{mol}$이다. 합계는 0.700 mol이다.

이 문제에서는 혼합에 따른 부피 변화가 없다고 보고 전체 부피를 $0.300 + 0.200 = 0.500\text{L}$로 계산한다.
따라서
$M = \frac{0.700\text{mol}}{0.500\text{L}} = 1.4\text{M}$

혼합 용액의 몰 농도는 **1.4 M**이므로 정답은 ③이다. 두 용액의 부피가 다르므로 1 M와 2 M를 단순 평균하여 1.5 M로 계산하면 안 된다.

NoteBase

문 34. 다음은 할로젠 원소(17족)를 원자 번호순으로 나타낸 것이다.
$_{9}F$ $_{17}Cl$ $_{35}Br$ $_{53}I$

원자 번호가 커짐에 따라 증가하는 성질에 해당하는 것만을 〈보기〉에서 있는 대로 고른 것은?

〈보기〉
ㄱ. 원자 반지름 ㄴ. 전기 음성도
ㄷ. 원자가 전자 ㄹ. 이온화 에너지

① ㄱ
② ㄱ, ㄴ
③ ㄱ, ㄷ
④ ㄱ, ㄴ, ㄹ

정답 1번

간단한 해설

할로젠 원소에서 F→Cl→Br→I로 내려갈수록 전자껍질 수가 많아져 **원자 반지름은 증가**한다. 전기 음성도와 이온화 에너지는 감소하고 원자가 전자 수는 7개로 같으므로, 증가하는 성질은 **ㄱ만**이며 정답은 ①이다.

NoteBase

보기별 해설

ㄱ. 원자 반지름 (O)
같은 족에서 아래로 갈수록 최외각 전자가 더 바깥 전자껍질에 배치된다. 전자껍질 수가 늘어나는 효과로 원자 반지름은 **F＜Cl＜Br＜I** 순서로 커진다.

ㄴ. 전기 음성도 (X)
전기 음성도는 결합 전자쌍을 끌어당기는 능력이다. 아래로 갈수록 결합 전자와 핵 사이의 거리가 커지고 안쪽 전자의 가림 효과가 증가하므로, 전기 음성도는 **F＞Cl＞Br＞I** 순서로 작아진다.

ㄷ. 원자가 전자 (X)
네 원소는 모두 17족이며 최외각 전자 배치는 ns^2np^5이다. 따라서 **원자가 전자 수는 모두 7개**로 일정하다. 원자 번호가 커져 전체 전자 수가 늘어나는 것과 구별한다.

ㄹ. 이온화 에너지 (X)
제1 이온화 에너지는 기체 상태의 중성 원자에서 전자 1개를 떼어 내는 데 필요한 에너지이다. 아래로 갈수록 최외각 전자가 핵에서 멀어지고 가림 효과도 커져 떼어 내기 쉬워지므로, **F＞Cl＞Br＞I** 순서로 감소한다.

따라서 원자 번호가 커짐에 따라 증가하는 성질은 ㄱ만이므로 정답은 ①이다.

NoteBase

문 35. 원소들로부터 KF(s)가 1 mol 생성될 때 발생하는 알짜 에너지 변화 [kJ]는?

$K(s) + \frac{1}{2}F_2(g) \rightarrow KF(s)$

· K(s)의 승화열: 100 kJ/mol
· F_2(g)의 결합 해리 에너지: 180 kJ/mol
· F(g)의 전자 친화도: −360 kJ/mol
· K(g)의 이온화 에너지: 410 kJ/mol
· KF(s)의 정전기적 상호 작용: −840 kJ/mol

① −510
② −600
③ −700
④ −770

정답 2번

간단한 해설

KF 1 mol에는 F 원자 1 mol만 필요하므로 **F_2 결합 해리 에너지의 절반**을 적용한다. 승화·해리·이온화·전자 획득·격자 형성 에너지를 부호대로 더하면 −600 kJ이다.

계산 과정

KF 1 mol 생성에 필요한 K 기체 원자 1 mol을 만들 때 승화 에너지는 $+100\text{kJ}$이다. F 원자 1 mol은 F_2 0.5 mol을 해리하여 얻으므로 필요한 에너지는 $\frac{1}{2} \times 180 = +90\text{kJ}$이다.

K 기체 원자 1 mol에서 전자를 떼어 K^+로 만드는 이온화에는 $+410\text{kJ}$가 필요하다. F 기체 원자 1 mol이 전자를 받아 F^-가 될 때의 에너지 변화는 문제에 주어진 부호대로 -360kJ이다.

기체 이온들이 결합하여 고체 KF를 만들 때의 정전기적 상호 작용에 의한 에너지 변화는 -840kJ이다. 격자를 분리하는 방향이 아니라 **격자를 형성하는 방향**이므로 주어진 음의 부호를 사용한다.

모든 단계를 더하면 $\Delta E = 100 + 90 + 410 - 360 - 840 = -600\text{kJ}$이다. 따라서 KF 1 mol이 생성될 때 600 kJ가 방출되며, 알짜 에너지 변화는 ② −600 kJ이다.

NoteBase

문 36. CH_4 1 mol은 아래 연소 반응으로 과량의 O_2와 반응한 후 모두 CO_2와 H_2O로 생성된다. 반응이 완료된 후 혼합물(반응물 및 생성물)의 몰수는 5 mol이고 전체 압력은 2 atm일 때, 혼합물 내 O_2의 부분 압력[atm]은?

$aCH_4(g) + bO_2(g) \rightarrow cCO_2(g) + dH_2O(g)$
(단, a, b, c, d는 임의의 정수이다.)

① 0.4
② 0.6
③ 0.8
④ 1.0

정답 3번

간단한 해설

메테인 1 mol의 완전 연소로 생성되는 기체는 이산화 탄소 1 mol과 수증기 2 mol이다. 따라서 **반응 후 남은 산소는 전체 5 mol 중 2 mol**이며, 부분 압력은 전체 압력의 2/5인 0.8 atm이다.

계산 과정

① 연소 반응식 맞추기: 원자수를 맞추면 $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$이다. 따라서 메테인 1 mol이 완전히 반응하면 이산화 탄소 1 mol과 수증기 2 mol이 생성된다.

② 남은 산소의 몰수: 반응 후 전체 혼합물은 5 mol이고, 생성 기체의 합은 1 + 2 = 3 mol이다. 메테인은 모두 소모되었으므로 남은 산소는 5 - 3 = 2 mol이다.

③ 부분 압력 계산: 산소의 몰분율은 $x_{O_2} = \frac{2}{5}$이다. 돌턴의 부분 압력 법칙에 따라 P_O_2=x_O_2P_전체=(2)/(5)×2=0.8 atm이므로 정답은 ③이다.

NoteBase

문 37. 1 atm의 일정한 압력에서 영하 10°C 얼음 1 mol을 100°C 수증기로 바꾸는 데 필요한 열량[kJ]은? (단, 얼음의 몰열용량은 40 J/mol·K, 얼음의 융해열은 6 kJ/mol, 물의 몰열용량은 80 J/mol·K, 물의 증발열은 40 kJ/mol이다.)

① 46.12

② 47.2

③ 50.04

④ 54.4

정답 4번

간단한 해설

온도 상승에 쓰이는 열뿐 아니라 **융해열과 증발열을 모두 더해야** 한다. 네 단계의 열량 0.4, 6, 8, 40 kJ를 합하면 54.4 kJ이다.

NoteBase

계산 과정

필요한 과정은 **얼음 가열 → 융해 → 물 가열 → 기화**의 네 단계이다. 온도가 변하는 구간에는 몰열용량을, 상이 바뀌는 구간에는 주어진 상변화열을 사용한다.

얼음을 −10 °C에서 0 °C까지 가열한다. 온도 차는 10 K이므로
$q_1 = 1 \times 40 \times 10 = 400\text{J} = 0.4\text{kJ}$
이다.

0 °C의 얼음 1 mol을 녹이는 데 필요한 열량은
$q_2 = 1 \times 6 = 6\text{kJ}$
이다.

이어 물을 0 °C에서 100 °C로 가열하면
$q_3 = 1 \times 80 \times 100 = 8000\text{J} = 8\text{kJ}$
이다.

100 °C의 물을 같은 온도의 수증기로 바꾸는 데
$q_4 = 1 \times 40 = 40\text{kJ}$
가 필요하다. 최종 온도가 100 °C이므로 기화 후 수증기를 더 가열하는 단계는 없다.

총열량은
$q = 0.4 + 6 + 8 + 40 = 54.4\text{kJ}$
이다. 따라서 정답은 ④ **54.4 kJ**이다.

NoteBase

문 38. 풍선 안에 있는 공기를 가열하여 풍선을 최대한으로 부풀게 하였다. 이 과정에서 1.5×10^5 kJ의 에너지가 열로 공급되면서 풍선의 부피가 4,000 m^3에서 5,000 m^3로 증가하였다. 외부 압력이 1atm으로 일정하다고 가정할 때, 이 과정에서 내부 에너지 변화량 [kJ]은? (단, 1atm = 1×10^5 N/m^2이다.)

① 5.0×10^4

② 1.0×10^5

③ 1.0×10^6

④ 1.5×10^6

정답 1번

간단한 해설

공기는 열을 받지만 팽창하면서 외부에 일을 하므로 **받은 열에서 외부에 한 일을 빼야 한다**. 열 1.5×10^5 kJ에서 팽창 일의 크기 1.0×10^5 kJ를 빼면 내부 에너지는 5.0×10^4 kJ 증가한다.

계산 과정

계는 풍선 안의 공기로 잡는다. 열을 공급받으므로 $q = +1.5 \times 10^5$ kJ이고, 팽창하면서 외부에 일을 하므로 계가 받은 일 w는 음수이다. 압력·부피 일만 고려하는 열역학 제1법칙은 $\Delta U = q + w$이다.

부피 변화는 5,000 − 4,000 = 1,000 m^3이다. 외부 압력이 일정하므로 팽창 일은 외부 압력에 부피 변화를 곱하여 구한다.

계가 받은 일은 w=-P_외부Δ V=-(1×10^5)×1,000=-1.0×10^8 J이다. 압력의 N/m^2와 부피의 m^3를 곱하면 N·m, 즉 J가 된다. $w = \frac{-1.0 \times 10^8}{1{,}000} = -1.0 \times 10^5$ kJ로 환산한다.

열과 일을 같은 kJ 단위로 더하면 $\Delta U = 1.5 \times 10^5 - 1.0 \times 10^5 = 5.0 \times 10^4$ kJ이다. 공급된 열의 일부는 외부에 한 일로 전달되고 **나머지가 내부 에너지 증가**로 남는다.

따라서 내부 에너지 변화량은 $+5.0 \times 10^4$ kJ이며, ①과 일치한다.

NoteBase

문 39. 다음은 산-염기 화학 반응식이다. 이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?

(가) $HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$
(나) $HPO_4^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_2PO_4^-(aq) + ㉠(aq)$
(다) $NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightarrow NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$

<보기>
ㄱ. (가)에서 HCl은 H^+를 내어놓는다.
ㄴ. (나)의 ㉠은 H_3O^+이다.
ㄷ. (다)에서 H_2O는 브뢴스테드-로우리 산이다.

① ㄱ
② ㄴ
③ ㄷ
④ ㄱ, ㄴ, ㄷ

정답 1번

간단한 해설

브뢴스테드-로우리 산은 H^+**를 주고, 염기는 받는다**. (가)의 HCl은 산이지만, (나)의 빈칸은 OH^-이고 (다)의 물은 염기로 작용한다.

보기별 해설

ㄱ. (O) (가)에서 HCl은 물에 H^+를 주고 Cl^-가 된다. 물은 그 H^+를 받아 H_3O^+가 되므로, HCl은 브뢴스테드-로우리 산이다.

ㄴ. (X) (나)에서 HPO_4^{2-}는 H^+를 받아 $H_2PO_4^-$가 된다. H^+를 준 물은 OH^-가 되므로 ㉠은 H_3O^+가 아니라 OH^-이다.

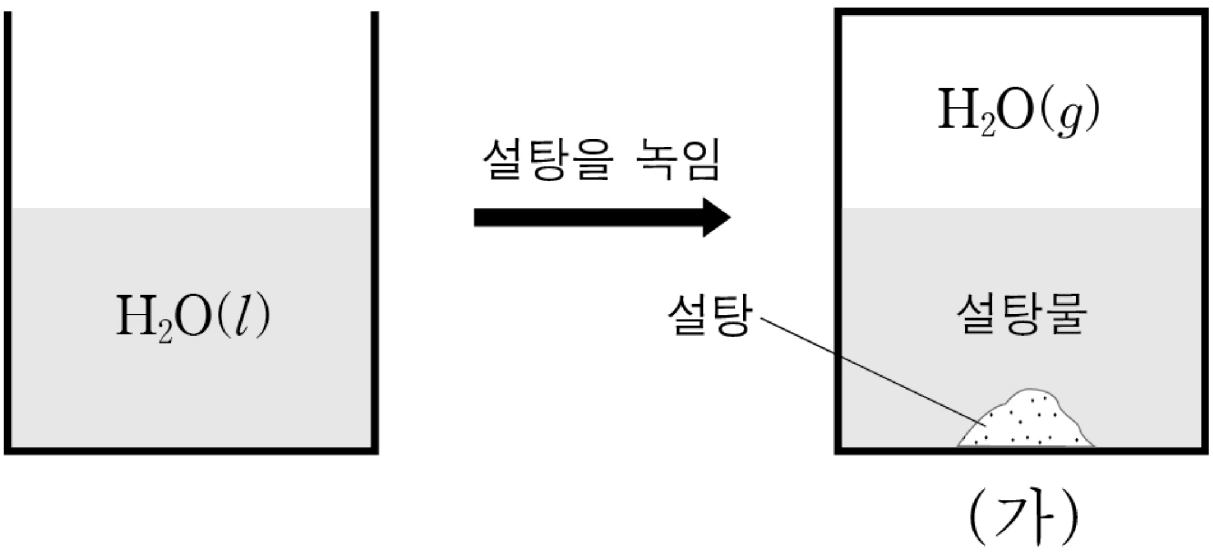
ㄷ. (X) (다)에서 NH_4^+는 H^+를 내놓아 NH_3가 되고, 물은 이를 받아 H_3O^+가 된다. 따라서 물은 H^+를 받는 **브뢴스테드-로우리 염기**이다.

옳은 설명은 ㄱ만이므로 ①이 맞다. 물은 (나)에서는 산으로, (다)에서는 염기로 작용하므로 반응에서 실제로 H^+를 주는지 받는지에 따라 판단한다.

NoteBase

문 40. 다음은 온도 t°C에서 $H_2O(l)$이 들어 있는 밀폐 용기에 설탕을 녹인 후 충분한 시간이 지난 상태를 나타낸 것이다.

(가)에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, 온도는 일정하다.)



<보기>

ㄱ. 동적 평형 상태이다.

ㄴ. 설탕의 용해 속도는 석출 속도보다 느리다.

ㄷ. $H_2O(g)$의 분자 수는 일정하다.

① ㄱ, ㄴ

② ㄴ, ㄷ

③ ㄱ, ㄷ

④ ㄱ, ㄴ, ㄷ

정답 3번

간단한 해설

(가)는 고체 설탕이 남아 있는 포화 용액이 밀폐 용기에서 충분한 시간 동안 유지된 상태이다. 설탕은 **용해 속도와 석출 속도가 같고**, 물은 **증발 속도와 응축 속도가 같은** 동적 평형에 있다. 따라서 ㄱ, ㄷ이 옳아 정답은 ③이다.

NoteBase

보기별 해설

ㄱ. O: 동적 평형 상태이다.
그림에는 설탕물과 바닥의 고체 설탕, 위쪽의 수증기가 함께 있다. 일정한 온도에서 충분한 시간이 지났으므로 설탕의 용해와 석출, 물의 증발과 응축이 각각 같은 속도로 일어난다. 미시적인 변화는 계속되지만 농도나 각 상의 양은 거시적으로 일정한 **동적 평형**이다.

ㄴ. X: 설탕의 용해 속도는 석출 속도보다 느리다.
고체 설탕이 남아 있는 포화 용액의 평형에서는 **용해 속도와 석출 속도가 같다**. 용해 속도가 더 느리다면 용액 속 설탕의 양이 줄어들므로 평형 상태라고 할 수 없다. 평형은 두 과정이 모두 멈춘 상태가 아니다.

ㄷ. O: $H_2O(g)$의 분자 수는 일정하다.
밀폐 용기 안에서 물이 액체에서 기체로 이동하는 **증발 속도**와 기체에서 액체로 돌아가는 **응축 속도**가 같다. 따라서 기체 상태의 물 분자는 계속 교체되지만 수증기의 분자 수는 거시적으로 일정하게 유지된다.

NoteBase