



SEOUL NATIONAL UNIVERSITY

화학

해설편

수시모집 일반전형 면접 및 구술고사 기출 문항집

2021-2026 · 12문항 (6개년) · 전 학년도 예시답안 수록

목차

2026학년도

문제 1	하버-보슈 공정과 암모니아 합성	4
문제 2	생명체 X의 호흡과 산소 재생 시스템	9

2025학년도

문제 1	2차원 가상 세계의 원자·화학 결합·결정	15
문제 2	이산화 탄소로부터 메탄올을 만드는 전기·열화학 반응	25

2024학년도

문제 1	주기율표 · 이온 결합 · 이온화 에너지 · 분자 간 힘	31
문제 2	반투막을 통한 삼투 현상과 중화 반응	37

2023학년도

문제 1	반응 엔탈피와 화학 평형	43
문제 2	상태 변화와 가열 곡선	46

2022학년도

문제 1	기체 분자 운동론과 화학 반응	51
문제 2	요소(Urea)의 화학	55

2021학년도

문제 1	동전 뒤집기로 보는 화학 평형과 반응 속도	60
문제 2	같은 족 원소의 화합물 — 구조·분자 간 힘·산화수	63

2026학년도 · 해설편

문제 1 하버-보슈 공정과 암모니아 합성
문제 2 생명체 X의 호흡과 산소 재생 시스템

단원 반응과 에너지 · 평형 · 반응 속도 · 산-염기 · 산화환원 · 상태 · 용액
핵심 개념 하버-보슈 공정과 평형 상수, 평균 결합 에너지와 반응 엔탈피, 르샤틀리에 원리와 온도 전략, 분자 구조와 끓는점 차이, 바닷물의 전기 분해와 반쪽 반응, 촉매의 활성화와 철의 제련, 이상 기체 방정식과 양적 관계, 표준 생성 엔탈피와 헤스 법칙, 반응 속도식과 1차 반응
문항 수 2문항 (소문항 9개 · 세부 물음 15개)

II. 예시답안

문제 1 하버-보슈 공정과 암모니아 합성

예시답안 · 1-1 ~ 1-5

1-1 (1)

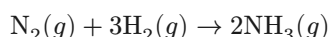
무엇을 쓰는가. 암모니아 합성의 화학 반응식과, 평균 결합 에너지로부터 구한 반응 엔탈피.

어떻게 세우는가. 평균 결합 에너지를 쓰는 반응 엔탈피 계산의 원리는

$$\Delta H = (\text{반응물의 결합을 모두 끊는 데 흡수한 에너지}) - (\text{생성물의 결합이 모두 만들어질 때 방출한 에너지})$$

이다. 반응물·생성물이 모두 기체일 때 성립한다. 질소 분자는 3중 결합($N \equiv N$, 941 kJ/mol), 수소 분자는 단일 결합($H - H$, 436 kJ/mol) 이고, 암모니아 1 분자에는 $N - H$ 결합이 **3 개**(391 kJ/mol) 있다. ($N - N$, $N = N$ 값은 이 반응에 쓰이지 않는 함정 자료이다.)

계산. 균형 반응식은

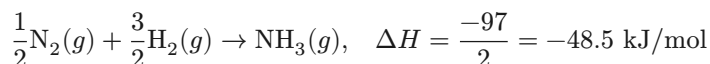


• 끊는 데 흡수: $941 + 3 \times 436 = 941 + 1308 = 2249$ kJ

• 만들어지며 방출: $2 \times 3 \times 391 = 2346$ kJ

$$\Delta H = 2249 - 2346 = -97 \text{ kJ} \quad (NH_3 \text{ 2 mol 기준})$$

암모니아 **1 mol** 기준으로 다시 쓰면



결론. 암모니아 합성 반응식은 $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$ 이고, NH_3 **1 mol** 이 생성될 때 $\Delta H = -48.5$ kJ/mol 인 발열 반응이다.

1-1 (2)

무엇을 쓰는가. ① (가)·(나) 와 공장 A·B 의 대응, ② t_0 에서 기울기가 다른 이유, ③ a, b 의 값.

어떻게 세우는가 — 대응 관계.

1. (1) 에서 정반응은 발열($\Delta H < 0$) 이다. 르샤틀리에의 원리에 따라 온도를 올리면 평형은 흡열 방향(역반응)으로 이동하므로 온도가 높을수록 K 가 작아진다.

2. 문제에서 $T_1 > T_2$ 이므로

$$K(T_1) < K(T_2) \Rightarrow K(T_1) = \frac{100}{1728} (\approx 0.0579), \quad K(T_2) = \frac{1600}{2187} (\approx 0.7316)$$

3. 온도가 높을수록 활성화 에너지 이상의 에너지를 가진 분자 수 비율이 커져 유효 충돌 수가 늘고 반응 속도가 빠르다. 즉 고온인 T_1 (공장 A) 쪽이 빨리 평형에 도달하지만 최종 $[NH_3]$ 는 낮고, 저온인 T_2 (공장 B) 쪽이 느리지만 최종 $[NH_3]$ 가 높다.

4. [그림 1-1] 에서 (나) 는 먼저 낮은 값 b 에서 평형에 도달하고, (가) 는 늦게 높은 값 a 에서 평형에 도달한다.

$$\therefore (\text{나}) = \text{공장 A } (T_1), \quad (\text{가}) = \text{공장 B } (T_2)$$

t_0 에서 기울기가 다른 이유. 두 반응기의 초기 농도·부피·촉매는 모두 같고 온도만 다르다. t_0 은 반응 초기여서 두 반응기의 반응물 농도가 거의 같으므로, 기울기(= 정반응의 순간 속도) 차이는 오로지 온도 차이 때문이다. 고온인 공장 A(나)에서는 분자의 평균 운동 에너지가 커서 활성화 에너지를 넘는 분자의 비율이 크고, 충돌 빈도도 높아 유효 충돌 수가 많다. 따라서 t_0 에서 (나) 의 기울기가 (가) 보다 크다. (촉매는 두 공장이 같으므로 활성화 에너지 자체는 동일하며, 촉매는 기울기 차이의 원인이 아니다.)

계산 — a, b. 초기 농도는 부피 100 L 이므로

$$[N_2]_0 = \frac{50}{100} = 0.5 \text{ M}, \quad [H_2]_0 = \frac{150}{100} = 1.5 \text{ M}$$

반응한 N_2 의 농도를 x (M) 라 하면

	N_2	$3H_2$	$2NH_3$
처음	0.5	1.5	0

	N_2	$3H_2$	$2NH_3$
변화	$-x$	$-3x$	$+2x$
평형	$0.5 - x$	$1.5 - 3x$	$2x$

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{(2x)^2}{(0.5-x)(1.5-3x)^3}$$

여기서 $1.5 - 3x = 3(0.5 - x)$ 이므로 식이 크게 간단해진다.

$$K = \frac{4x^2}{27(0.5-x)^4}$$

(i) 공장 B = (가), T_2 , $K = 1600/2187$

$$\frac{4x^2}{27(0.5-x)^4} = \frac{1600}{2187} \Rightarrow \frac{x^2}{(0.5-x)^4} = \frac{400}{81} \Rightarrow \frac{x}{(0.5-x)^2} = \frac{20}{9}$$

$$20x^2 - 29x + 5 = 0 \Rightarrow x = 0.2 \text{ 또는 } x = 1.25$$

$x = 1.25$ 는 $x < 0.5$ 를 만족하지 못하므로 버린다. $x = 0.2$ M (0.1 M 단위 조건에 맞춤).

$$a = [NH_3] = 2x = 0.4 \text{ M} \quad (\text{평형: } [N_2] = 0.3, [H_2] = 0.9, [NH_3] = 0.4)$$

(ii) 공장 A = (나), T_1 , $K = 100/1728$

$$\frac{4x^2}{27(0.5-x)^4} = \frac{100}{1728} \Rightarrow \frac{x^2}{(0.5-x)^4} = \frac{25}{64} \Rightarrow \frac{x}{(0.5-x)^2} = \frac{5}{8}$$

$$20x^2 - 52x + 5 = 0 \Rightarrow x = 0.1 \text{ 또는 } x = 2.5 \text{ (버림)}$$

$$b = [NH_3] = 2x = 0.2 \text{ M} \quad (\text{평형: } [N_2] = 0.4, [H_2] = 1.2, [NH_3] = 0.2)$$

$$\text{검산: (i) } \frac{0.4^2}{0.3 \times 0.9^3} = \frac{0.16}{0.2187} = \frac{1600}{2187} \checkmark \quad (\text{ii) } \frac{0.2^2}{0.4 \times 1.2^3} = \frac{0.04}{0.6912} = \frac{100}{1728} \checkmark$$

결론. (가) = 공장 B, (나) = 공장 A. t_0 의 기울기 차이는 온도 차이로 인한 유효 충돌 수(반응 속도)의 차이이며, $a = 0.4$ M, $b = 0.2$ M 이다.

1-2

무엇을 쓰는가. 공장 C 의 온도 운용 전략, 그에 따른 $[NH_3]$ -시간 그래프, A·B 대비 개선점.

어떻게 세우는가. 온도는 평형(수율) 과 속도 에 서로 반대 방향으로 작용한다.

- 평형 관점: 정반응이 발열이므로 **저온** T_2 가 유리 (K 가 크고 최종 $[NH_3] = 0.4$ M).
- 속도 관점: **고온** T_1 이 유리 (평형 도달이 빠름).

따라서 두 이점을 모두 취하려면 **먼저 T_1 로 빠르게 반응시켜 평형까지 끌어올린 뒤, 온도를 T_2 로 한 번만 낮추면 된다.**

전략(상세).

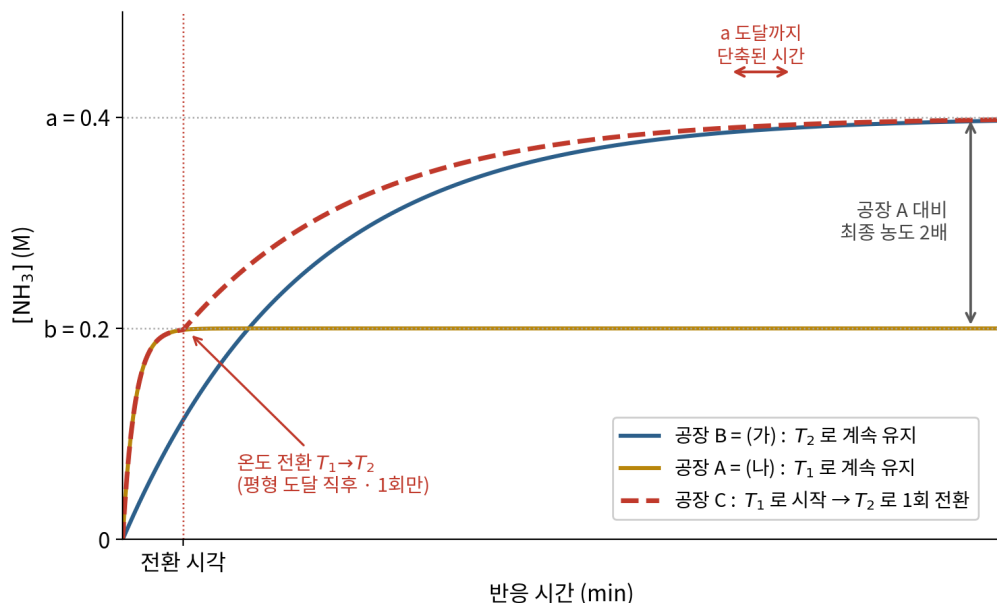
1. 반응 초기에는 반응기를 T_1 으로 유지한다. 속도가 빨라 짧은 시간에 $[NH_3] = 0.2$ M ($= b$) 인 평형에 도달한다.
2. 평형에 도달한 직후 온도를 T_2 로 **1 회** 낮춘다. 이때 반응 지수는

$$Q = \frac{0.2^2}{0.4 \times 1.2^3} = \frac{100}{1728} < K(T_2) = \frac{1600}{2187}$$

이므로 $Q < K$ 이다. 평형은 Q 가 K 에 가까워지도록 **정반응 쪽으로 이동**하여 $[NH_3]$ 가 다시 증가한다. (르샤틀리에의 원리: 발열 반응에서 온도를 낮추면 열을 내놓는 정반응 쪽으로 이동한다.)

3. 최종적으로 T_2 의 평형 농도인 0.4 M ($= a$) 에 도달한다. 온도 변경 횟수는 1 회로 최소이다.

그래프. [그림 1-1] 위에 공장 C 곡선을 아래와 같이 겹쳐 그린다. 초기에는 (나) 와 완전히 겹쳐 급격히 상승해 $b(=0.2$ M) 에 도달하고, 전환 시각에서 꺾여 다시 상승하여 (가) 보다 **위쪽**을 지나 $a(=0.4$ M) 에 **더 일찍** 수렴하는 곡선이 된다.

[답안 그림 1] 공장 A · B · C 의 $[\text{NH}_3]$ - 반응 시간 곡선

A, B 대비 개선점.

- **공장 A 대비:** A 는 0.2 M 에서 멈추지만 C 는 0.4 M 까지 간다 $\rightarrow$ **최종 수율(생성물 농도) 이 2 배.**
- **공장 B 대비:** B 는 처음부터 느린 T_2 에서 0 M 부터 출발하지만, C 는 T_1 구간에서 이미 0.2 M 을 확보한 상태에서 T_2 구간을 시작한다. 남은 농도 변화량이 절반이므로 **같은 최종 농도 a 에 더 짧은 시간에 도달한다** $\rightarrow$ 단위 시간당 생산량(생산성) 향상.

결론. T_1 에서 시작해 평형 도달 직후 T_2 로 1 회 낮추는 것이 최적이며, 그 결과 공장 A 의 2 배인 0.4 M 을 공장 B 보다 짧은 시간에 얻을 수 있다.

1-3 (1)

무엇을 쓰는가. 분자 구조 $\rightarrow$ 분자 사이의 힘 $\rightarrow$ 끓는점 차이 $\rightarrow$ 분리법.

어떻게 세우는가. 세 기체의 분자 구조와 극성을 따진다.

물질	구조	극성	분자 사이의 힘
H_2	직선형 이원자 (무극성 결합)	무극성	분산력만 (분자량 2, 매우 약함)
N_2	직선형 이원자 (무극성 결합)	무극성	분산력만 (분자량 28)
NH_3	삼각뿔형 (중심 N 에 비공유 전자쌍 1 쌍)	극성 (N - H 결합의 쌍극자가 상쇄되지 않음)	분산력 + 쌍극자-쌍극자 힘 + 수소 결합

NH_3 는 전기 음성도가 큰 N 에 H 가 직접 결합해 있고 N 에 비공유 전자쌍이 있으므로 분자 사이에 **수소 결합**을 형성한다. 반면 N_2, H_2 는 무극성 분자여서 약한 분산력만 작용한다. 따라서 분자 사이의 힘이

$$\text{NH}_3 \gg \text{N}_2 > \text{H}_2$$

이고, 끓는점도 NH_3 만 압도적으로 높다.

분리법. 반응기에서 나온 혼합 기체를 압축한 뒤 냉각한다. NH_3 의 끓는점보다는 낮고 $\text{N}_2 \cdot \text{H}_2$ 의 끓는점보다는 높은 온도로 낮추면, 수소 결합을 하는 NH_3 만 액체로 응축되어 아래로 모이고 $\text{N}_2 \cdot \text{H}_2$ 는 기체 상태로 남는다. 액체 NH_3 를 아래에서 뽑아내고, 남은 기체는 반응기로 되돌린다. (압축은 응축을 돕는 동시에, 기체 물수가 감소하는 정반응 쪽으로 평형을 이동시켜 수율에도 유리하다.)

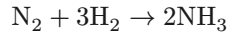
결론. NH_3 만 수소 결합을 하여 끓는점이 훨씬 높다는 성질을 이용해, 혼합 기체를 압축·냉각하여 NH_3 만 액체로 응축시켜 분리한다.

1-3 (2)

무엇을 쓰는가. 재순환 시 얻을 수 있는 NH_3 의 최대 질량.

어떻게 세우는가. 재순환 시스템에서는 생성된 NH_3 를 계속 빼내므로 르샤틀리에의 원리에 따라 평형이 계속 정반응 쪽으로 이동하고, 미반응 $\text{N}_2 \cdot \text{H}_2$ 를 다시 넣으므로 **이론적으로는 반응물이 모두 소모될 때까지 진행할 수 있다.** 따라서 최대 수율은 **화학 양론적 한계량(한계 반응물)** 이 결정한다.

계산.



- N_2 기준: 50 mol 이 모두 반응 가능
- H_2 기준: $150/3 = 50$ mol 의 N_2 와 반응

두 값이 같으므로 $\text{N}_2 : \text{H}_2 = 50 : 150 = 1 : 3$ 은 **정확히 양론비**이며, 한계 반응물 없이 둘 다 완전히 소모된다.

$$n(\text{NH}_3) = 2 \times 50 = 100 \text{ mol}$$

NH_3 의 화학식량 = $14 + 3 \times 1 = 17$ (질소의 원자량 14, 수소의 원자량 1 사용)

$$m = 100 \text{ mol} \times 17 \text{ g/mol} = 1700 \text{ g}$$

결론. 얻을 수 있는 암모니아의 최대 질량은 $1700 \text{ g} = 1.7 \text{ kg}$ 이다. (재순환 없이 1 회만 반응시키면 공장 B 는 $[\text{NH}_3] = 0.4 \text{ M} \times 100 \text{ L} = 40 \text{ mol}$, 즉 680 g 에 그친다. 재순환으로 2.5 배 증가한다.)

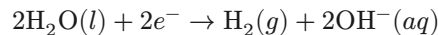
1-4 (1)

무엇을 쓰는가. 두 전극의 반쪽 반응식과, 왜 다른 이온이 아닌 물이 반응하는지의 근거.

어떻게 세우는가. 0.5m NaCl(aq) 안에 있는 화학종은 Na^+ , Cl^- , H_2O 이다. 각 전극에서 산화·환원되기 **가장 쉬운** 화학종이 반응한다.

(-) 극 — 환원 반응(전자를 얻음). 후보는 Na^+ 와 H_2O .

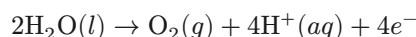
- Na 은 이온화 경향이 매우 큰 금속이다. 즉 Na^+ 는 전자를 받아 Na 금속이 되기가 매우 어렵다.
- 물이 훨씬 쉽게 환원된다.



→ **(-) 극에서 수소 기체가 발생**하고, 주변 용액은 염기성이 된다. 공장 D 가 필요한 반응물이 바로 이 H_2 이다.

(+) 극 — 산화 반응(전자를 잃음). 후보는 Cl^- 와 H_2O .

- 진한 소금물이라면 Cl^- 이 산화되어 Cl_2 가 나올 수 있다. 그러나 바닷물은 0.5m 로 **묽어** Cl^- 의 농도가 낮으므로, 훨씬 다량으로 존재하는 물이 우선 산화된다.



→ **(+) 극에서 산소 기체가 발생**하고, 주변 용액은 산성이 된다.

전체 반응. 두 반쪽 반응을 전자 수($4e^-$) 로 맞추어 더하면 Na^+ , Cl^- 은 그대로 남고



즉 실제로 전기 분해되는 것은 **물**이며, NaCl 은 전류가 흐르게 하는 **전해질** 역할만 한다.

결론. (-) 극: $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ (Na 의 이온화 경향이 커서 Na^+ 대신 물이 환원됨), (+) 극: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^-$ (용액이 묽어 Cl^- 대신 물이 산화됨). 전체적으로 물이 분해되어 H_2 와 O_2 가 2 : 1 로 발생한다.

1-4 (2)

무엇을 쓰는가. H_2 150 mol 을 얻는 데 필요한 바닷물의 최소 질량.

어떻게 세우는가.

1. 전체 반응 $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ 에서 H_2 와 소모되는 H_2O 의 몰비는 **1:1** 이다.
2. 필요한 물의 질량을 구한다.
3. 0.5m 는 **용매(물) 1 kg 당 용질 0.5 mol** 을 뜻하므로, 그 물에 달려 오는 NaCl 의 질량을 더한다. (NaCl 은 소모되지 않지만, 그 물을 공급하려면 함께 넣어야 한다.)

계산.

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ mol} \times \frac{2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{2 \text{ mol } \text{H}_2} = 150 \text{ mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 150 \times 18 = 2700 \text{ g} = 2.7 \text{ kg}$$

$$n(\text{NaCl}) = 0.5 \text{ mol/kg} \times 2.7 \text{ kg} = 1.35 \text{ mol} \Rightarrow m(\text{NaCl}) = 1.35 \times 58 = 78.3 \text{ g}$$

$$m(\text{바닷물}) = 2700 + 78.3 = 2778.3 \text{ g}$$

결론. 필요한 바닷물의 최소 질량은 **2778.3 g** ($\approx 2.78 \text{ kg}$) 이다.

1-5 (1)

무엇을 쓰는가. 연구원 추정의 타당성 판단, 실제 촉매 물질, 그리고 ②·③ 의 촉매 활성화 반응식.

어떻게 세우는가 — 세 시험 가동의 비교.

시험 가동	추가한 물질	1 시간 후 H_2 생성량	추가 물질의 공통 성질
①	없음	거의 없음	—
②	소량의 H_2	① 보다 많음	환원제
③	CO	① 보다 많음	환원제

①→② 만 보면 “ H_2 가 특별한 역할을 한다”고 볼 수 있다. 그러나 ③ 에서 H_2 와 화학적 성질이 전혀 다른 CO 를 넣어도 똑같이 반응이 촉진되었다. 두 물질의 유일한 공통점은 산화되기 쉬운 환원제라는 점이다. 따라서 중요한 것은 “수소”라는 물질 자체가 아니라 **표면의 Fe_2O_3 를 환원시키는 작용**이다.

촉매 활성화 반응식(산화 환원 반응).

- 시험 가동 ② : $\text{Fe}_2\text{O}_3(s) + 3\text{H}_2(g) \rightarrow 2\text{Fe}(s) + 3\text{H}_2\text{O}(g)$
- 시험 가동 ③ : $\text{Fe}_2\text{O}_3(s) + 3\text{CO}(g) \rightarrow 2\text{Fe}(s) + 3\text{CO}_2(g)$

두 반응 모두 **Fe** 의 산화수가 **+3 → 0 으로 감소(환원)** 하고, H_2 (0 → +1) 와 CO 의 C(+2 → +4) 는 산화된다. 즉 어느 쪽 환원제를 쓰든 생성되는 것은 **금속 철 Fe** 로 동일하다.

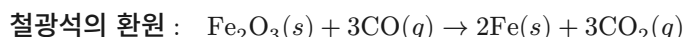
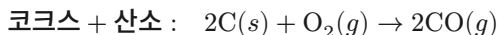
이는 제시문이 공장 A·B 의 촉매를 “**Fe 기반 촉매**”라고 표현한 것과도 부합한다. 시험 가동 ① 에서 수소가 거의 생성되지 않은 것은, 환원제가 없어 촉매 표면이 활성이 없는 Fe_2O_3 상태로 남아 있었기 때문이다.

결론. 연구원들의 추정은 타당하지 않다. H_2 는 촉매를 활성화하는 여러 환원제 중 하나일 뿐이며, CO 로도 같은 효과가 나타나므로 H_2 만의 고유한 역할이라고 볼 수 없다. 실제로 촉매로 기능하는 물질은 Fe_2O_3 가 환원되어 생성된 **금속 철 Fe** 이고, Fe_2O_3 는 환원되어야 비로소 촉매가 되는 촉매 전구체이다.

1-5 (2)

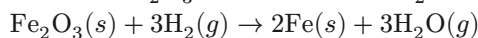
무엇을 쓰는가. 철의 제련이 일으키는 환경 문제와, (1) 의 반응식을 이용한 개선 방안.

환경적 문제. [그림 1-2] 의 용광로에서는



가 일어난다. 즉 환원제로 쓰인 코크스(탄소) 의 탄소가 **모두 CO_2 로 바뀌어 배기가스로 배출**된다. 철 2 mol 을 얻을 때 마다 CO_2 3 mol 이 나오며, CO_2 는 대표적인 온실 기체이므로 지구 온난화를 가속한다. (배기가스에는 유독한 CO 도 섞여 나온다.)

개선 방안 — 수소 환원 제철. (1) 에서 확인했듯 Fe_2O_3 는 CO 가 아니라 H_2 로도 똑같이 환원되어 철이 된다.



이 반응의 부산물은 CO_2 가 아니라 **물**이다. 따라서 용광로의 환원제를 코크스(→ CO) 에서 H_2 로 대체하면 제련 과정에서 나오는 CO_2 를 원리적으로 없앨 수 있다.

논리의 완결. 이때 쓰는 H_2 를 [1-4] 의 바닷물(물) 전기 분해로 얻고, 그 전기를 탄소를 배출하지 않는 전력으로 공급하면 “제련 → 배출”의 탄소 고리 전체가 끊어진다. 또한 [1-3] 처럼 배기 기체에서 미반응 H_2 를 회수·재순환하면 자원 효율도 함께 높일 수 있다.

결론. 제련의 환경 문제는 CO 를 환원제로 쓰기 때문에 생기는 다량의 CO₂ 배출이며, 이를 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$ 의 수소 환원 제철로 대체하면 부산물이 물뿐이므로 CO₂ 배출을 근본적으로 줄일 수 있다.

문제 2 생명체 X 의 호흡과 산소 재생 시스템

예시답안 · 2-1 ~ 2-4

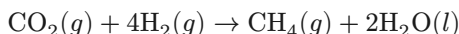
2-1 (1)

무엇을 쓰는가. 반응 종료 후 반응기의 최종 부피와 생성된 물의 몰수.

어떻게 세우는가.

1. 장치 A 의 화학 반응식을 균형 맞춘다.
2. 이상 기체 방정식으로 초기 총 몰수를 구한다.
3. “CO₂ 와 H₂ 가 동시에 모두 소진”된다는 조건에서 초기 몰비 = 양론비임을 이용해 각각의 몰수를 정한다.
4. 반응 후 기체로 남는 것이 무엇인지 판별한다. 27° C, 1 atm 에서 물은 액체이므로 기체 부피에 기여하지 않는다(제 시문의 밸브 표시에서도 H₂O(l) 이다). 남는 기체는 CH₄ 뿐이다.

계산.



초기 총 몰수 ($T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$):

$$n_0 = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \times 2.4}{0.08 \times 300} = \frac{2.4}{24} = 0.1 \text{ mol}$$

동시 소진 $\rightarrow n(\text{CO}_2) : n(\text{H}_2) = 1 : 4$ 이므로

$$n(\text{CO}_2) = 0.1 \times \frac{1}{5} = 0.02 \text{ mol}, \quad n(\text{H}_2) = 0.1 \times \frac{4}{5} = 0.08 \text{ mol}$$

생성물:

$$n(\text{CH}_4) = 0.02 \text{ mol}, \quad n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 0.02 = 0.04 \text{ mol}$$

반응 후 기체는 CH₄ 0.02 mol 뿐이고, 반응기 부피 = 내부 기체 부피이므로

$$V_f = \frac{n(\text{CH}_4)RT}{P} = \frac{0.02 \times 0.08 \times 300}{1} = 0.48 \text{ L}$$

(생성된 물 0.04 mol = 0.72 g 은 액체로 약 0.7 mL 에 지나지 않아 기체 부피에 견주면 무시할 수 있고, 문제의 정의상 반응기 부피는 기체 부피와 같다.)

타당성 점검: 기체 몰수가 0.1 $\rightarrow$ 0.02 mol 로 1/5 이 되었고, 온도·압력이 일정하므로 부피도 $2.4 \times 1/5 = 0.48 \text{ L}$ 로 1/5 이 되어야 한다 — 일치한다. ✓

결론. 최종 부피 0.48 L, 생성된 물 0.04 mol.

2-1 (2)

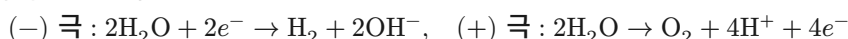
무엇을 쓰는가. 순수한 물만으로는 전기 분해가 되지 않는 이유와 해결책.

이유. 전기 분해가 일어나려면 전해질 용액을 통해 전하가 이동(전류가 흘러) 해야 한다. 그런데 순수한 물은 거의 이온화하지 않는 비전해질에 가까운 물질이어서, 자체 이온화($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$) 로 생기는 이온의 농도가 극히 작다. 따라서 전기 전도도가 사실상 0 에 가까워 전류가 흐르지 못하고, 두 전극에서 산화·환원 반응이 진행되지 않는다. 그래서 장치 B 가 작동하지 않았다.

해결책. 물에 소량의 전해질을 녹인다. 다만 그 전해질의 이온이 물보다 먼저 산화·환원되면 H₂, O₂ 이외의 물질이 섞이므로, 물보다 산화·환원되기 어려운 이온으로 이루어진 전해질을 골라야 한다.

- 적절한 예: Na₂SO₄ — Na⁺ 는 이온화 경향이 큰 금속의 이온이라 물보다 환원되기 어렵고, SO₄²⁻ 는 중심 원자가 이미 최고 산화수라 물보다 산화되기 어렵다. (NaOH, H₂SO₄ 도 같은 이유로 가능하다.)
- 피해야 할 예: 진한 NaCl(aq) — (+) 극에서 Cl⁻ 이 산화되어 Cl₂ 가 섞여 나올 수 있다.

전해질을 넣으면 전류가 흐르면서



가 진행되어 $H_2 : O_2 = 2 : 1$ 로 얻어진다. 전해질 자체는 소모되지 않으므로 계속 재사용할 수 있다.

결론. 순수한 물은 이온이 거의 없어 전류가 흐르지 않기 때문이며, Na_2SO_4 처럼 물보다 산화·환원되기 어려운 이온으로 된 전해질을 소량 녹여 주면 장치 B 가 정상 작동한다.

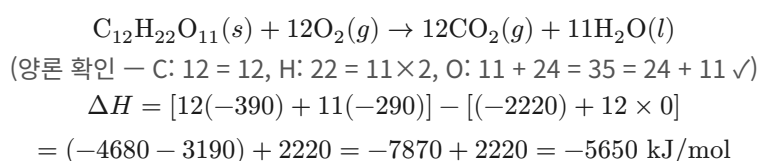
2-2

무엇을 쓰는가. 400 일간 소비하는 설탕과 산소의 최소 질량.

어떻게 세우는가.

1. 호흡(설탕의 완전 연소) 반응식을 균형 맞춘다.
2. 표준 생성 엔탈피로 반응 엔탈피를 구한다: $\Delta H = \sum \Delta H_f^\circ(\text{생성물}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{반응물})$. 홑원소 물질 $O_2(g)$ 의 표준 생성 엔탈피는 0 이다.
3. 필요 열량 ÷ (설탕 1 mol 당 방출 열량) 으로 설탕 몰수를 구하고, 양론비로 O_2 를 구한다. “최소 질량”이므로 열 손실이 없는 이상적인 경우로 계산한다.

계산.



설탕 1 mol 이 호흡에 쓰이면 5650 kJ 이 방출된다.

하루: $14125 \text{ kJ} / (5650 \text{ kJ/mol}) = 2.5 \text{ mol}$ **400 일:** $n = 2.5 \times 400 = 1000 \text{ mol}$

설탕의 화학식량 = $12 \times 12 + 22 \times 1 + 11 \times 16 = 144 + 22 + 176 = 342$

$$m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 1000 \times 342 = 342000 \text{ g} = 342 \text{ kg}$$

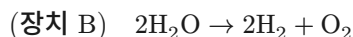
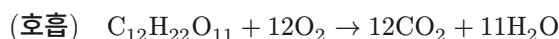
$$n(O_2) = 12 \times 1000 = 12000 \text{ mol}, \quad m(O_2) = 12000 \times 32 = 384000 \text{ g} = 384 \text{ kg}$$

결론. 400 일간 필요한 최소 질량은 **설탕 342 kg (= 1000 mol), 산소 384 kg (= 12000 mol)** 이다. (이 $n = 1000 \text{ mol}$ 이 [2-3] 의 n 이다.)

2-3 (1)

무엇을 쓰는가. “설탕 $n \text{ mol}$ + 수소 $2n \text{ mol}$ ” 이 최적 전략인 이유. 즉 ① 이 시스템이 실제로 닫히는가(산소가 부족 없이 재생되는가), ② $2n$ 이 정말 필요한 최소량인가 를 보여야 한다.

세 반응식.



미지수를 두고 수지를 맞춘다. 설탕 $n \text{ mol}$ 이 모두 호흡에 쓰인다고 하고, 장치 A 에서 처리하는 CO_2 를 $c \text{ mol}$, 장치 B 에서 전기 분해하는 H_2O 를 $w \text{ mol}$, 지구에서 보내는 H_2 를 $x \text{ mol}$ 이라 하자.

(i) 산소 조건 — 호흡에 필요한 O_2 를 장치 B 가 모두 대야 한다.

$$\frac{w}{2} = 12n \Rightarrow w = 24n \text{ mol}$$

(ii) 물 조건 — 전기 분해할 물이 실제로 있어야 한다. 물의 공급원은 호흡($11n$) 과 장치 A($2c$) 두 곳이다.

$$11n + 2c \geq w = 24n \Rightarrow c \geq \frac{13n}{2} = 6.5n$$

(iii) 수소 조건 — 장치 A 가 쓰는 H_2 는 장치 B 가 만든 것과 지구에서 보낸 것의 합이다.

$$4c = x + w = x + 24n \Rightarrow x = 4c - 24n$$

x 는 c 에 대해 증가함수이므로 c 를 최소값 $6.5n$ 으로 잡을 때 x 가 최소가 된다.

$$x_{\min} = 4(6.5n) - 24n = 26n - 24n = 2n$$

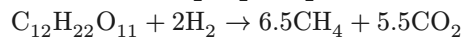
즉 $2n \text{ mol}$ 은 임의로 고른 값이 아니라, 시스템이 닫히기 위한 수소의 정확한 최소량이다.

답함 확인 (설탕 $n \text{ mol}$ 기준, 아래 그림 참조)

단계	소모	생성
호흡	설탕 n , O_2 $12n$	CO_2 $12n$, H_2O $11n$
장치 A	CO_2 $6.5n$, H_2 $26n$	CH_4 $6.5n$, H_2O $13n$
장치 B	H_2O $11n + 13n = 24n$	H_2 $24n$, O_2 $12n$

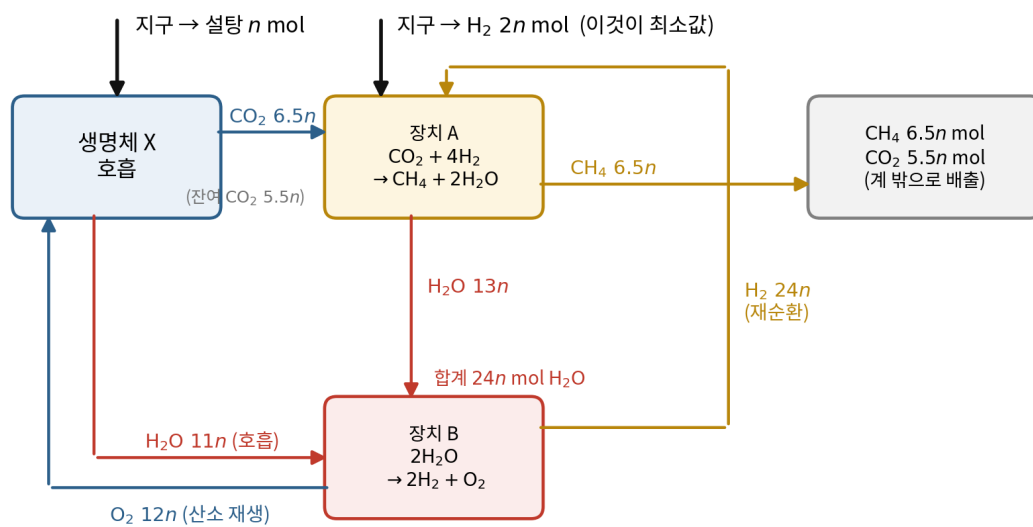
- O_2 : 생성 $12n$ = 호흡 소모 $12n$ → **부족·과잉 없이 완전 재생** ✓
- H_2 : 소모 $26n$ = 장치 B 산 $24n$ + 지구에서 보낸 $2n$ → **정확히 일치** ✓
- H_2O : 공급 $24n$ = 전기 분해 소모 $24n$ → **정확히 일치** ✓

총괄 반응식으로 확인. 세 반응을 합치면 (재순환되는 O_2 , H_2O , H_2 는 모두 상쇄되어)



원자 수지: C $12 = 6.5 + 5.5$ ✓, H $22 + 4 = 26 = 6.5 \times 4$ ✓, O $11 = 5.5 \times 2$ ✓ — 완벽히 맞는다. 설탕은 $C_{12}(H_2O)_{11}$ 로 볼 때 탄소에 비해 수소가 1 개 분량 모자라며, 이 부족분을 정확히 $2n$ mol 의 H_2 가 메워 준다.

[답안 그림 2] 2-3(1) 산소 재생 시스템의 물질 수지 (설탕 n mol 기준)



질량 절감 효과 ($n = 1000$ mol).

	그냥 다 보내는 경우	산소 재생 시스템
설탕	342 kg	342 kg
O_2	384 kg	0 kg
H_2	0 kg	$2 \times 1000 \times 2 = 4000$ g = 4 kg
합계	726 kg	346 kg

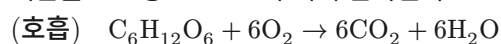
가장 무거운 O_2 384 kg 을 가장 가벼운 기체인 H_2 4 kg 으로 대체하는 셈이어서 수송 질량이 절반 이하로 줄어든다.

결론. 산소는 호흡 → 장치 A → 장치 B 의 순환으로 100 % 재생되므로 보낼 필요가 없고, 순환을 유지하는 데 부족한 수소의 양이 정확히 $2n$ mol 이므로 “설탕 n mol + H_2 $2n$ mol” 은 계를 닫으면서 수송 질량을 최소로 하는 최적 전략이다.

2-3 (2)

무엇을 쓰는가. 포도당으로 바꿨을 때 전략이 어떻게 달라지는가.

어떻게 세우는가. (1) 과 똑같은 수지 계산을 포도당 m mol 에 대해 반복한다.

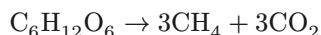


(i) 산소: 필요한 O_2 가 $6m$ 이므로 전기 분해할 물 $w = 12m$ mol.

(ii) 물: 공급 $= 6m + 2c \geq 12m \Rightarrow c \geq 3m$.

(iii) 수소: $x = 4c - w = 4(3m) - 12m = 0$

총괄 반응식으로 확인.



원자 수지: C $6 = 3 + 3 \checkmark$, H $12 = 3 \times 4 \checkmark$, O $6 = 3 \times 2 \checkmark$ — 외부 수소 없이 그대로 맞는다.

왜 달라지는가(구조적 이유). 포도당은 $C_6H_{12}O_6 = C_6(H_2O)_6$ 로 탄소 1 개당 물 1 분자를 정확히 갖는 “이상적인 탄수화물”이다. 반면 설탕은 두 당당류가 탈수 축합하면서 물 1 분자를 잃은 $C_{12}H_{22}O_{11} = C_{12}(H_2O)_{11}$ 이어서, 탄소 12 개에 대해 물이 11 개뿐이다. 이 H_2O 1 개 분량의 수소 부족이 H_2 2 mol 로 보충되어야 했던 것이다. 일반적으로 $C_xH_hO_o$ 에 대해 필요한 수소는

$$z = 2x - o - \frac{h}{2}$$

이며, 설탕은 $z = 24 - 11 - 11 = 2$, 포도당은 $z = 12 - 6 - 6 = 0$ 이다.

결론. 포도당을 보내면 수소 기체를 함께 보낼 필요가 전혀 없다. 포도당만 필요량만큼 보내면 호흡 $\rightarrow$ 장치 A $\rightarrow$ 장치 B 의 순환만으로 산소가 완전히 재생되며, 전체 과정은 $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 3CH_4 + 3CO_2$ 로 자급자족한다. (다만 하루 필요 열량을 채우는 데 드는 포도당의 몰수·질량은 포도당의 표준 생성 엔탈피가 주어지지 않아 이 문항의 자료만으로는 계산할 수 없으므로, 별도로 연소 엔탈피를 확인해 양을 정해야 한다.)

2-4 (1)

무엇을 쓰는가. 장치 A 에서 일어나는 반응의 반응 속도식.

어떻게 세우는가. 반응 속도식을 $v = k[H_2]^p[CO_2]^q$ 로 놓고, 두 그래프에서 p, q 를 읽는다. 측정량은 CH_4 의 부분 압력 변화율이지만, 일정 온도의 이상 기체에서 $P_{CH_4} = \frac{n_{CH_4}}{V}RT = [CH_4]RT$ 이므로

$$\left(\frac{\Delta P_{CH_4}}{\Delta t} \right)_0 = RT \left(\frac{\Delta [CH_4]}{\Delta t} \right)_0 = RT \cdot v_0$$

즉 T 가 일정하면 측정량은 초기 반응 속도 v_0 에 정비례한다. 따라서 그래프의 모양을 그대로 차수로 읽으면 된다.

그래프 해석.

- [그림 2-3] : $[CO_2]_0$ 고정, $[H_2]_0$ 증가 $\rightarrow$ 다섯 점이 원점을 지나는 직선 위에 놓임. $v_0 \propto [H_2]_0^1 \rightarrow H_2$ 에 대해 1 차 ($p = 1$).
- [그림 2-4] : $[H_2]_0$ 고정, $[CO_2]_0$ 증가 $\rightarrow$ 다섯 점이 수평선 위에 놓여 값이 변하지 않음. $v_0 \propto [CO_2]_0^0 \rightarrow CO_2$ 에 대해 0 차 ($q = 0$).

결론.

$$v = k[H_2][CO_2]^0 = k[H_2]$$

전체 반응 차수는 1 차이다. 화학 반응식의 계수($CO_2 + 4H_2$)와 속도식의 차수가 전혀 일치하지 않는데, 이는 반응 차수가 실험으로만 결정되며 이 반응이 여러 단계로 진행되고 그 속도 결정 단계에 CO_2 가 관여하지 않음(예: 촉매 표면이 CO_2 로 이미 포화되어 있음)을 뜻한다.

2-4 (2)

무엇을 쓰는가. 반응기 용량 5 L 라는 제약 아래에서 H_2 8 L, CO_2 2 L 를 가장 빨리 반응시키는 전략.

어떻게 세우는가 — 무엇을 크게 만들어야 하는가.

1. 양론 확인: $CO_2 : H_2 = 2 L : 8 L = 1 : 4$ — 정확히 양론비이므로 한쪽만 남지 않고 둘 다 완전히 소모될 수 있다.
2. 단위 시간에 생성되는 CH_4 의 몰수는

$$\frac{\Delta n_{CH_4}}{\Delta t} = v \times V = k[H_2] \times V$$

이므로, 총 반응 시간을 줄이려면 $[H_2]$ 와 V 를 둘 다 최대로 유지해야 한다.

3. V : 반응기 용량이 5 L 이므로 항상 5 L 로 채워 두는 것이 최대이다.

4. $[H_2]$: 내부 압력이 항상 1 atm 으로 고정되

에 따라

$$[H_2] = \frac{P_{H_2}}{RT} = \frac{x_{H_2} \times 1 \text{ atm}}{RT}$$

즉 $[H_2]$ 는 H_2 의 몰분율에만 비례한다. 따라서 반응기 속 기체를 가능한 한 순수한 H_2 에 가깝게 유지해야 한다. 최대값은

$$[H_2]_{\max} = \frac{1}{0.08 \times 300} = \frac{1}{24} \approx 0.042 \text{ M}$$

- 결정적 근거: 속도식이 CO_2 에 대해 0 차이므로, CO_2 는 존재하기만 하면 되고 많이 넣을 이유가 전혀 없다. CO_2 를 많이 넣으면 몰분율만 빼앗겨 $[H_2]$ 가 떨어지고 오히려 느려진다.
- 생성물 CH_4 도 기체이므로 반응기에 남아 있으면 H_2 의 몰분율을 낮춘다. 계속 빼내야 한다. (H_2O 는 $27^\circ C$ 에서 액체라 기체 부피를 차지하지 않지만, 밸브로 함께 배출한다.)

제안하는 전략.

- 반응기를 H_2 만으로 5 L (1 atm) 가득 채운다. 8 L 중 5 L 를 먼저 넣는 셈이다.
- CO_2 는 한꺼번에 넣지 말고 아주 조금씩 연속적으로 주입한다. (0 차이므로 미량이어도 속도는 최대값을 유지한다.)
- 생성되는 CH_4 는 생기는 즉시 밸브로 빼내고, 액체 물도 계속 배출한다.
- 반응이 진행되면 기체 몰수가 줄어 부피가 감소하므로, 남겨 둔 H_2 를 계속 보충하여 반응기를 항상 5 L·1 atm 의 (거의) 순수한 H_2 로 유지한다.
- CO_2 2 L 분량이 모두 소진되면 반응이 완결된다.

효과. 이렇게 하면 전 과정에서 $x_{H_2} \approx 1$, $V = 5 \text{ L}$ 가 유지되어 반응 속도가 이론적 최대값 $v_{\max} = k/24 \text{ M/s}$ 에 계속 머문다. 반면 H_2 4 L 와 CO_2 1 L 를 한꺼번에 넣는 식이면 처음부터 $x_{H_2} = 0.8$ 이라 속도가 최대값의 80 % 에서 시작하고, 반응이 진행되며 H_2 가 소모되고 CH_4 가 쌓이면 x_{H_2} 가 계속 떨어져 속도가 점점 느려진다(1 차 반응의 지수 함수적 감속).

결론. 반응기를 항상 5 L 의 거의 순수한 H_2 로 채워 두고, 0 차 반응물인 CO_2 는 미량씩 연속 주입하며, 생성물 CH_4 와 물은 즉시 빼내는 방식이 가장 빠르다. 핵심은 속도식 $v = k[H_2]$ 에서 $[H_2]$ 를(즉 H_2 의 몰분율) 최대로, 그리고 반응 부피 V 를 최대(5 L) 로 유지하는 것이다.

2025학년도 · 해설편

- 문제 1** 2차원 가상 세계의 원자·화학 결합·결정
문제 2 이산화 탄소로부터 메탄올을 만드는 전기·열화학 반응
-

- 단원** 물질의 구조 · 화학 결합·분자간 힘 · 반응과 에너지 · 산·염기·산화환원
핵심 개념 2차원 가상 세계의 오비탈과 바닥상태 전자 배치, 1차 이온화 에너지의 주기성, 이온 결합과 단위 세포, 공유 결합 그물구조와 결합각, 분자 구조와 분자간 힘, 반쪽 반응식과 산화수 변화, 이상 기체 상태 방정식, 반응 속도와 분압, 헤스 법칙, 르 샤틀리에 원리
문항 수 2문항 (소문항 10개 · 세부 문항 27개)

II. 예시답안

문제 1 2차원 가상 세계의 원자·화학 결합·결정

전자 배치 · 이온화 에너지 · 결합과 결정 구조

2차원 세계의 오비탈 채우기 규칙 — 이후의 모든 논의는 다음 세 가지에서 출발한다.

- **수용 한계** — 한 오비탈에는 스핀이 반대인 전자가 최대 2개 들어간다(파울리 배타 원리). 따라서 1껍질은 $1a$ 뿐이므로 2개, 2껍질은 $2a(2개) + 2b_x, 2b_y(각\ 2개)$ 이므로 6개가 최대이다. 3껍질도 같은 이유로 6개이다.
- **채우는 순서** — $1a \rightarrow 2a \rightarrow 2b_x, 2b_y \rightarrow 3a \rightarrow 3b_x, 3b_y \rightarrow \dots$ 이고, 같은 에너지의 $2b_x, 2b_y$ 에는 훈트 규칙에 따라 홀 전자가 먼저 하나씩 들어간다.
- **안정한 배치(2차원의 옥텟 규칙)** — 껍질이 가득 찬 배치, 즉 원자가 전자가 6개(1껍질만 있는 원자는 2개)인 배치가 안정하다.

이로부터 주기는 (2, 6, 6, ...)개씩 끊어져 가·나 / 다·아 / 자·하 가 각각 1, 2, 3주기가 되고, 각 원자의 원자가 전자 수는 다음과 같이 정해진다.

2주기	다 ($Z = 3$)	라 ($Z = 4$)	마 ($Z = 5$)	바 ($Z = 6$)	사 ($Z = 7$)	아 ($Z = 8$)
3주기	자 ($Z = 9$)	차 ($Z = 10$)	카 ($Z = 11$)	타 ($Z = 12$)	파 ($Z = 13$)	하 ($Z = 14$)
원자가 전자	1	2	3	4	5	6

따라서 비금속 원자가 안정해지기 위해 이루어야 하는 **공유 결합의 수는 6 — (원자가 전자 수)** 이다. 다만 2차원에서 원자가 오비탈은 a, b_x, b_y 셋뿐이므로 한 원자가 만들 수 있는 결합(전자 영역)은 **최대 3개**이며, 이 관계는 원자가 전자가 3~5개인 원자에 대해서만 성립한다. 원자가 전자가 1~2개인 다·라는 전자를 잃고 양이온이 되는 쪽이 유리하다.

(1-1)(1) 우리 세계의 원리(껍질 구조 · 유효 핵전하 · 가림 효과 · 훈트 규칙)로 그대로 설명된다

[그림 1]의 곡선은 다음 네 가지 규칙의 합으로 남김없이 설명된다.

- **같은 주기 안에서의 증가** — 껍질(주양자수)이 같으면 원자 번호가 커질수록 핵전하는 늘고 가림 효과는 거의 늘지 않아 유효 핵전하가 커진다. 전자가 더 세게 잡히므로 이온화 에너지가 대체로 증가한다.
- **껍질이 가득 찬 곳에서의 극대** — 나($1a^2$)와 아($1a^2 2a^2 2b^4$)는 껍질이 완전히 채워져 특히 안정하므로 각 주기의 **최댓값**(약 2,400, 2,200)을 갖는다.
- **새 껍질이 시작되는 곳에서의 급감** — 다($\dots 2a^1$)와 자($\dots 3a^1$)는 전자가 한 껍질 바깥으로 나가 핵에서 멀어지고 안쪽 전자에 의해 강하게 가려지므로 값이 **급락**한다(약 500, 440). 주기의 시작점이 곧 그래프의 골짜기이다.
- **주기 안의 두 번의 작은 감소** — 순증가가 두 곳에서 깨지는데, 그 이유는 우리 세계의 $2s \rightarrow 2p$, $N \rightarrow O$ 와 정확히 대응한다.

① **b 오비탈의 첫 전자** — 마($2b_x^1$)는 라($2a^2$)보다 에너지가 높고 안쪽 $2a$ 전자에 가려진 $2b$ 오비탈에서 전자가 떨어져 나가므로 이온화 에너지가 오히려 낮다(라 $\approx 1,180 \rightarrow$ 마 ≈ 990). 3주기의 차 $\rightarrow$ 카($1,030 \rightarrow 840$)에서도 같은 감소가 나타난다.

② **짝지음 반발** — 바는 훈트 규칙에 따라 $2b_x^1 2b_y^1$ 로 홀전자 두 개이지만, 사는 $2b_x^2 2b_y^1$ 로 한 오비탈에 전자쌍이 생긴다. 같은 오비탈에 갇힌 두 전자 사이의 반발 때문에 그중 하나가 더 쉽게 떨어져 나가 이온화 에너지가 낮아진다(바 $\approx 1,690 \rightarrow$ 사 $\approx 1,490$). 3주기의 타 $\rightarrow$ 파($1,280 \rightarrow 1,180$)도 마찬가지다.

즉 3차원과 2차원의 차이는 b 오비탈이 3개가 아니라 2개여서 한 껍질의 정원이 8개가 아닌 6개라는 점뿐이고, 그 결과 주기의 길이가 (2, 6, 6, ...)으로 바뀔 뿐이다. **이온화 에너지의 주기적 변화를 만드는 원리 자체는 우리 세계와 완전히 같다.**

(1-1)(2) 가 = $1a^1$, 마 = $1a^2 2a^2 2b_x^1$, 바 = $1a^2 2a^2 2b_x^1 2b_y^1$

앞의 채우기 순서에 따라 전자를 낮은 오비탈부터 차례로 넣는다.

가 ($Z = 1$): $1a^1$

마 ($Z = 5$): $1a^2 2a^2 2b_x^1$

바 ($Z = 6$): $1a^2 2a^2 2b_x^1 2b_y^1$

마와 바에서 $2b$ 전자를 쓸 때는 훈트 규칙이 결정적이다. 바의 다섯째·여섯째 전자는 $2b_x^2$ 처럼 한 오비탈에 몰리지 않고 $2b_x$ 와 $2b_y$ 에 하나씩 홀전자로 들어간다. 같은 오비탈에 두 전자가 들어가면 전자 사이 반발이 커지기 때문이며, 이 때문에 바가 사보다 이온화 에너지가 높다는 (1-1)(1)의 관찰과도 일치한다. ($2b_x$ 와 $2b_y$ 는 에너지가 같으므로 $2b_y^1$ 로 써도 무방하다.)

(1-2)(1) 나 와 아 (둘 다 껍질이 가득 찬 비활성 원소)

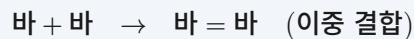
단원자 상태로 안정하다는 것은 다른 원자와 결합하지 않아도 이미 전자 배치가 완결되어 있다는 뜻이다.

- **나 ($Z = 2$): $1a^2$** — 1껍질의 정원 2개가 모두 찼다. 우리 세계의 헬륨에 해당한다.
- **아 ($Z = 8$): $1a^2 2a^2 2b_x^2 2b_y^2$** — 2껍질의 정원 6개가 모두 차서 원자가 전자가 6개, 즉 2차원의 옥텟을 이미 만족한다. 네온에 해당한다.

두 원자 모두 전자를 더 받거나 내놓을 이유가 없어 이온화 에너지가 각 주기의 극댓값이고([그림 1]), 결합을 만들지 않으므로 단원자 기체로 존재한다. 반면 바는 원자가 전자가 4개로 2개가 부족하여 단원자로는 안정하지 않다.

(1-2)(2) 바, 이중 결합 (바 = 바)

바의 원자가 전자는 4개이므로 안정 배치(6개)까지 **2개가 부족**하다. 부족한 수만큼 공유 결합을 만들어야 하므로 결합 수는 $6 - 4 = 2$ 이다. 그런데 상대가 같은 바 원자 하나뿐이라면 두 개의 결합이 모두 그 상대와 맺어져야 하므로 **이중 결합**이 된다.



각 바 원자는 공유 전자쌍 2쌍(전자 4개)과 자기 비공유 전자쌍 1쌍(전자 2개)을 합쳐 원자가 전자 6개를 갖게 되어 안정해진다.

전자 수로 확인하면, 바 원자 하나의 원자가 전자 $4 \times 2 = 8$ 개가 이중 결합 4개(공유 전자쌍 2쌍)와 비공유 전자쌍 2쌍에 정확히 배분된다. 우리 세계의 산소 분자 O_2 와 같은 구조이다. (나는 이미 1껍질이 가득 차 결합할 이유가 없고, 아 역시 완결된 배치이므로 이원자 분자를 이루지 않는다.)

(1-2)(3) 끓는점: 바₂ > 아 > 나

세 물질은 모두 같은 원자로만 이루어져 있거나(바₂) 홑원자이므로 **전하가 치우친 곳이 없는 무극성 입자**이다. 따라서 쌍극자-쌍극자 힘이나 수소 결합은 작용하지 않고, 분자 간 인력은 오직 **분산력**뿐이다.

분산력은 전자 구름이 순간적으로 찌그러지면서 생기는 힘이므로 **전자 수가 많고 부피가 커서 편극이 잘 될수록** 강하다. 각 입자의 전자 수를 세면

물질	구성	전자 수	분산력
바 ₂	이원자 분자	$6 \times 2 = 12$	가장 큼
아	단원자 분자	8	중간
나	단원자 분자	2	가장 작음



우리 세계에서 헬륨의 끓는점이 모든 물질 중 가장 낮은 것과 같은 이유로, 전자가 2개뿐인 나가 가장 낮은 끓는점을 갖는다.

(1-2)(4) 가상 세계의 온도가 이 물질들의 끓는점보다 높고, 압력은 이들을 응축시킬 만큼 높지 않다

액체·고체가 유지되려면 분자간 인력에 의한 퍼텐셜 에너지가 분자의 열운동 에너지를 이길 수 있어야 한다. 세 물질이 모두 기체라는 것은 그 반대, 즉

$$T_{\text{가상 세계}} > T_{\text{끓는점}}(\text{바}_2) > T_{\text{끓는점}}(\text{아}) > T_{\text{끓는점}}(\text{나})$$

이고, 압력 또한 이 온도에서 이들을 액화시킬 만큼 높지 않다는 뜻이다. 분산력만 작용하는 무극성 입자조차 붙잡아 두지 못하므로 가상 세계는 **상대적으로 고온·저압**인 환경이다.

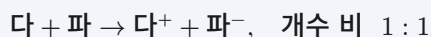
한편 [문항 1-4] 에서 가₂바 가 같은 환경에서 액체로, [문항 1-3] 의 A·B·C가 고체로 존재한다는 사실을 함께 쓰면 온도의 범위를 양쪽에서 짚 수 있다. 즉 가상 세계의 온도는 바₂ 의 끓는점보다는 높고 가₂바 의 끓는점([그림 4]의 약 157, 임의 단위)보다는 낮다.

(1-3)(1) 다⁺ 와 파⁻ 사이의 이온 결합이 결정 전체로 이어져 있기 때문이다

먼저 두 원자가 어떤 이온이 되기 쉬운지 확인한다.

- **다** ($Z = 3, 1a^2 2a^1$) — 원자가 전자가 1개뿐이고, [그림 1] 에서 1차 이온화 에너지가 약 500으로 2주기에서 가장 낮다. 이 전자 하나를 잃으면 곧바로 나와 같은 $1a^2$ 배치가 되므로 다⁺ 가 되기 매우 쉽다.
- **파** ($Z = 13, ...3a^2 3b_x^2 3b_y^1$) — 3주기의 다섯 번째 원소로 원자가 전자가 5개, 즉 안정 배치(6개)까지 **1개가 부족하다**. 전자 1개를 받으면 하와 같은 완결 배치가 되므로 파⁻ 가 되기 쉽다(우리 세계의 할로젠에 해당).

전자 1개가 다에서 파로 옮겨 가면 다⁺ 와 파⁻ 가 되고, 전자 크기가 같으므로 개수 비는 1 : 1 이다.



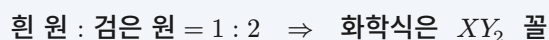
[그림 2] 를 보면 두 이온이 바둑판처럼 번갈아 놓여 있어 각 이온은 반대 부호 이온 4개에 둘러싸이고(배위수 4), 같은 부호 이온은 대각선 방향의 더 먼 자리에 놓인다. 이 배열에서는 인력이 척력보다 항상 우세하므로 결정 전체가 하나의 거대한 이온 결합 그물이 된다.

기체나 액체가 되려면 이 정전기적 인력을 끊어 이온들을 자유롭게 움직이게 해야 하는데, 쿨롱 인력은 방향성 없이 모든 이웃에 작용하고 세기도 분산력·쌍극자 힘보다 훨씬 크다. 가상 세계의 온도에서는 이 인력을 이길 만한 열에너지가 공급되지 않으므로 물질은 **녹는점이 매우 높은 단단한 고체**로 존재한다. (같은 이유로 이 고체는 무르지 않고 잘 부스러지며, 녹거나 물에 녹아 이온이 움직일 수 있게 되어야 전기가 통한다.)

(1-3)(2) ‘라’ 는 흰색 원이다

단위 세포 안의 원자 수를 위치별 기여분으로 세면 답이 바로 나온다. [그림 3] 에서 흰 원은 정사각형의 **꼭짓점**에, 검은 원은 **모서리의 중점**에 있다.

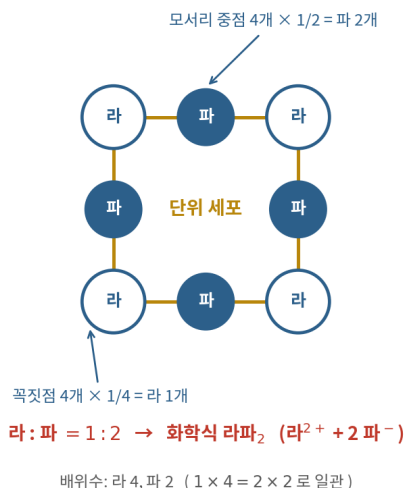
- 꼭짓점에 있는 원자는 이웃한 단위 세포 4개가 나누어 가지므로 $1/4$ 개씩 기여 $\rightarrow 4 \times 1/4 = 1$ 개
- 모서리(변) 위의 원자는 이웃한 단위 세포 2개가 나누어 가지므로 $1/2$ 개씩 기여 $\rightarrow 4 \times 1/2 = 2$ 개



한편 전하 조건을 따지면, 라는 원자가 전자가 2개이므로 둘을 잃고 라²⁺ 가 되고 파는 (1)에서 본 대로 파⁻ 가 된다. 전기적으로 중성이 되려면

$$(+2) \times n_{\text{라}} + (-1) \times n_{\text{파}} = 0 \rightarrow n_{\text{라}} : n_{\text{파}} = 1 : 2$$

이어야 하므로 화학식은 라파₂ 이다. 따라서 단위 세포에 1개만 들어 있는 **흰 원이 라**, 2개 들어 있는 검은 원이 파이다.



[도해] 단위 세포의 원자 수 세기 — 꼭짓점 $\times 1/4$, 모서리 중점 $\times 1/2$

배위수로 계산해도 같다. 그림에서 각 흰 원(꼭짓점)은 자신과 맞닿은 네 모서리의 검은 원과 접하므로 배위수가 4이고, 각 검은 원은 그 모서리의 양 끝 흰 원 2개와만 접하므로 배위수가 2이다. 결정 전체에서 “라의 개수 $\times 4 =$ 파의 개수 $\times 2$ ”가 성립해야 하므로 다시 $n_{\text{라}} : n_{\text{파}} = 1 : 2$ 를 얻는다. (문제의 단서대로 원의 크기는 판단 근거가 아니며, 실제로는 전자를 잃은 라²⁺가 전자를 얻은 파⁻보다 작다.)

(1-3)(3) 각 마 원자가 이웃 세 원자와 결합각 120° 로 공유 결합한 2차원 그물구조(벌집 모양)

마의 원자가 전자는 3개이므로 안정 배치까지 3개가 부족하고, 이웃 원자와 전자를 하나씩 공유하면 부족분을 채울 수 있다. 즉 마 한 원자가 만들어야 할 공유 결합은

$$6 - 3 = 3 \quad (\text{결합 3개})$$

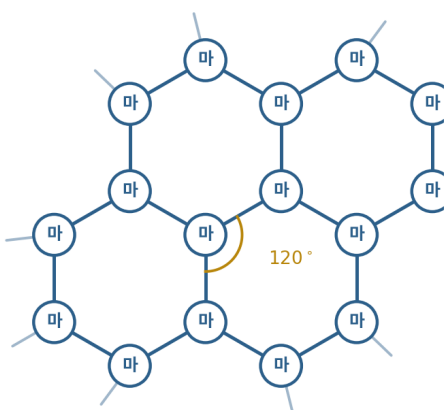
개이며, 이는 2차원에서 한 원자가 만들 수 있는 결합의 최대치이기도 하다.

결합각 — 마의 원자가 오비탈 $2a, 2b_x, 2b_y$ 세 개가 섞여(3차원의 sp^2 혼성에 대응) 서로 같은 세 개의 결합 방향을 만든다. 세 전자 영역이 평면에서 서로를 최대한 밀어내 가장 멀리 떨어지려면 $360^\circ/3 = 120^\circ$ 씩 벌어져야 한다. 마에는 비공유 전자쌍이 없어 전자쌍 반발의 세기가 세 방향 모두 같으므로 결합각은 정확히

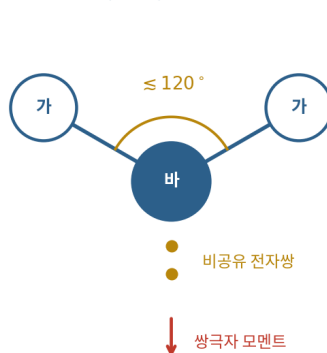
$$\angle \text{마} - \text{마} - \text{마} = 360^\circ/3 = 120^\circ$$

이다. 120° 결합이 끊김 없이 이어지면 정육각형이 맞물린 **벌집 모양의 평면 그물**이 만들어진다(우리 세계의 흑연 한 층, 즉 그래핀에 해당).

고체 C — 마의 2차원 공유 결합 그물



각 마 원자: 결합 3개 · 결합각 120° · 비공유 전자쌍 없음

분자 D ($\text{가}_2\text{바}$) — 굽은형 극성 분자

전자 영역 3개(결합 2 + 비공유 1) $\rightarrow 120^\circ$ 배치

[도해] (왼쪽) 고체 C의 벌집 모양 공유 결합 그물 (오른쪽) 분자 D의 굽은형 구조

왜 A·B보다 단단하고 녹는점이 높은가 — 고체 A·B는 이온 결합 결정이지만 고체 C는 결정 전체가 하나의 거대 분자인 **공유 결합 그물구조**이다. 녹이거나 부수려면 방향성이 뚜렷하고 세기가 큰 공유 결합 자체를 무수히 끊어야 하는데, 이는 이온 사이의 정전기적 인력을 이겨 내는 것보다 훨씬 많은 에너지를 요구한다. 또 이온 결정은 층이 어긋나면 같은 부호 이온끼리 마주 보며 반발해 쪼개지지만, 공유 그물은 그런 미끄러짐 자체가 결합을 끊는 일이므로 변형에 강하다. 그래서 고체 C가 훨씬 단단하고 녹는점도 높다.

(1-4)(1) 분자 간 인력의 기본은 분산력이지만, 2주기의 바·사 화합물에는 수소 결합에 해당하는 특별히 강한 인력이 추가로 작용한다

먼저 세 계열이 어떤 분자인지 확인한다. 결합 수 = $6 - (\text{원자가 전자 수})$ 이므로

원자가 전자	‘가’ 와의 결합 수	화합식	비공유 전자쌍	극성
3개 (마·카····)	3	$\text{가}_3\text{마}$, $\text{가}_3\text{카}$	0쌍	무극성(대칭)
4개 (바·타····)	2	$\text{가}_2\text{바}$, $\text{가}_2\text{타}$	1쌍	극성(굽은형)
5개 (사·파····)	1	가사 , 가파	2쌍	극성

[그림 4]에서 읽어 낼 수 있는 사실은 두 가지이다.

- **원자가 전자 3개 계열은 단조 증가한다** — $가_3마 (\approx 10) < 가_3카 (\approx 50) < (\approx 70) < (\approx 95)$ 로 주기가 커질수록 끓는점이 꾸준히 오른다. 이 분자들은 중심 원자에 비공유 전자쌍이 없고 세 개의 가가 120° 로 대칭 배치되어 쌍극자가 상쇄된 무극성 분자이므로 분산력만 작용하는데, 주기가 커지면 원자가 커지고 전자 수가 늘어 분산력이 강해지기 때문이다.
- **4개·5개 계열은 2주기에서 거꾸로 튀어 오른다** — 3주기부터는 3개 계열과 마찬가지로 단조 증가하지만($가_2타 103 < 107 < 122$, $가파 75 < 89 < 110$), 정작 분자가 가장 작고 전자 수도 가장 적은 2주기 화합물이 오히려 가장 높다($가_2바 \approx 157$, $가사 \approx 120$). 분산력만으로는 결코 설명할 수 없는 역전이다.

분자 간 인력 = 분산력(모든 분자, 크기·전자 수에 비례) + 특별한 인력(작고 전기음성도가 큰 2주기 원자 바·사가 ‘가’와 결합했을 때만)

추가되는 인력의 정체 — 이 예외가 나타나는 조건은 우리 세계의 수소 결합과 정확히 같다. ① 중심 원자가 작고 전기음성도가 커서 결합의 극성이 크고, ② 그 원자에 비공유 전자쌍이 있으며, ③ 부분 양전하를 띤 ‘가’(수소에 대응)가 직접 결합해 있다. 그러면 한 분자의 δ^+ 인 ‘가’와 이웃 분자의 비공유 전자쌍 사이에 보통의 쌍극자 힘보다 훨씬 강한 인력이 생긴다. 같은 2주기라도 원자가 전자 3개인 마의 화합물에는 비공유 전자쌍이 없어 이 인력이 작동하지 않으므로 예외가 나타나지 않는다. 또 $가_2바$ 가 $가사$ 보다 높은 것은 분자당 만들 수 있는 이 결합의 수가 더 많기 때문으로 설명된다.

(1-4)(2) 결합각 약 120° 의 굽은형(bent) 극성 분자

중심 원자 바의 원자가 전자는 4개이다. 이 중 2개를 두 개의 ‘가’와 하나씩 나누어 단일 결합 2개를 만들면 바 주위의 원자가 전자는 $4 + 2 = 6$ 개가 되어 안정 배치를 이루고, 결합에 쓰이지 않은 나머지 2개는 **비공유 전자쌍 1쌍**으로 남는다. 따라서 중심 원자 주위의 전자 영역은

$$\underbrace{2}_{\text{공유 전자쌍}} + \underbrace{1}_{\text{비공유 전자쌍}} = 3 \text{ 개}$$

이고, 세 영역이 평면에서 서로를 최대한 밀어내면 $360^\circ/3 = 120^\circ$ 간격으로 배치된다. 그중 두 자리만 ‘가’가 차지하므로 분자의 모양은 **직선형이 아니라 굽은형**이다.

$$\angle 가 - 바 - 가 \approx 120^\circ \quad (\text{굽은형})$$

비공유 전자쌍은 한 원자에만 매여 있어 공유 전자쌍보다 더 넓게 퍼지므로 반발이 더 크다. 그 결과 실제 결합각은 120° 보다 조금 작다(우리 세계에서 H_2O 의 결합각이 정사면체각 109.5° 보다 작은 104.5° 인 것과 같은 이유).

전기음성도가 큰 바 쪽으로 두 결합의 전자가 치우치고, 굽은 모양 때문에 두 결합 쌍극자가 상쇄되지 않고 더해진다. 따라서 D는 **극성 분자**이며, (1)에서 본 강한 분자 간 인력까지 작용하므로 가상 세계의 온도에서 기체가 아니라 **액체**로 존재한다.

(1-4)(3) 고체 A가 훨씬 잘 녹는다

두 고체의 결합 방식이 정반대이다.

- **고체 A** — $다^+$ 와 $파^-$ 로 이루어진 **이온 결정**이다. 극성 용매 D의 분자는 δ^- 를 띤 바 쪽을 $다^+$ 에, δ^+ 를 띤 가 쪽을 $파^-$ 에 돌려 이온을 둘러싼다(수화에 해당). 이때 방출되는 이온-쌍극자 상호작용 에너지가 결정을 부수는 데 드는 에너지를 상당 부분 보상에 주므로 용해가 일어난다.
- **고체 C** — 결정 전체가 강한 공유 결합으로 이어진 **그물구조 고체**이다. 녹으려면 공유 결합 자체를 끊어야 하는데, 용매 분자와의 상호작용으로는 그만한 에너지를 결코 보상할 수 없다. 게다가 마-마 결합은 무극성이라 극성 용매와 잘 어울리지도 않는다.

액체 D(극성)에 잘 녹는 것은 **이온 결정인 고체 A**이며, 공유 결합 그물인 **고체 C**는 거의 녹지 않는다.

이는 우리 세계에서 물이 소금($NaCl$)은 잘 녹이지만 다이아몬드나 석영은 전혀 녹이지 못하는 것과 같다(“비슷한 것끼리 잘 녹는다”).

(1-4)(4) X = 마, Y = 사, Z = 바 — 그리고 E, F, G는 모두 극성 분자이다

“각 원자를 중심으로 하는 $2a, 2b$ 오비탈이 모두 전자로 채워진다”는 조건은 모든 원자가 원자가 전자 6개(2차원의 옥텟)를 만족한다는 뜻이다. 따라서 각 원자가 만드는 **결합의 총수**는 $6 - (\text{원자가 전자 수})$ 로 고정된다.

2주기 원자	다	라	마	바	사
원자가 전자	1	2	3	4	5
결합 수	(이온 결합을 이룸)		3	2	1

이제 [그림 5]에서 각 기호에 그려진 결합선의 수를 세되, 다중 결합이 표시되어 있지 않다는 단서에 유의한다. (선의 개수는 **결합의 최소 개수**이다.)

- **X** — 분자 E의 두 X는 각각 ‘가’ 2개와 이웃 원자 1개, 분자 F의 세 X는 각각 이웃 3개와 이어져 있고, 분자 G의 왼쪽 X도 Y 2개와 X 1개에 이어져 있다. 어느 분자에서나 **선이 정확히 3개**이므로 X의 결합 수는 3, 즉 원자가 전자가 3개인 **마**이다.
- **Y** — 분자 F와 G에서 Y에 그려진 선은 언제나 **1개**뿐이다. 따라서 결합 수 1, 원자가 전자 5개인 **사**이다.
- **Z** — 분자 E에서 Z는 두 X 사이에 있어 선이 2개이므로 결합 수 2, 곧 원자가 전자 4개인 **바**이다.

다중 결합으로 검산 — 분자 G의 사슬 끝 X — Z를 보면 Z에 그려진 선이 하나뿐이다. Z(바)는 결합이 2개여야 하므로 이 선은 반드시 **이중 결합**이고, 그러면 오른쪽 X도 (왼쪽 X와의 단일 결합 1개) + (Z와의 이중 결합 2개) = 3개가 되어 X의 결합 수 3과 정확히 맞는다.

$$X = \text{마} (Z = 5), \quad Y = \text{사} (Z = 7), \quad Z = \text{바} (Z = 6)$$

분자식으로 옮기면 $E = \text{가}_4\text{마}_2\text{바}$, $F = \text{가}_4\text{마}_3\text{사}$, $G = \text{마}_2\text{사}_2\text{바}$ 이며, 우리 세계로 옮기면 각각 에터, 할로젠화 알킬, 카보닐 화합물의 골격에 대응한다(사는 결합 1개·비공유 전자쌍 2쌍이므로 할로젠에, 바는 결합 2개·비공유 전자쌍 1쌍이므로 산소에 대응한다).

극성 판정의 기준 — 분자의 극성은 ① 각 결합의 쌍극자(전기음성도 차이)와 ② 그 쌍극자들이 놓이는 **방향**(분자 구조)을 함께 보아 **벡터 합이 0인지**로 정해진다. 그러므로 먼저 각 원자의 전자 영역 수를 세어 2차원에서의 실제 모양을 정한 뒤 벡터를 더해야 한다.

- **전기음성도** — 같은 주기에서 원자 번호가 커질수록 유효 핵전하가 커지므로 $\text{마} < \text{바} < \text{사}$ 이다([그림 1]의 이온화 에너지 순서와 같은 경향). ‘가’는 우리 세계의 수소에 해당하여 마와 큰 차이가 없으므로 **가-마 결합은 거의 무극성**으로 보아도 된다. 반면 마-바, 마-사 결합은 뚜렷한 극성을 띠고 음전하는 바·사 쪽으로 치우친다.
- **모양** — 전자 영역이 3개면 120° 의 평면 삼각형, 2개면 180° 의 직선형이다. 이때 **이중 결합은 하나의 전자 영역**으로 세고, **비공유 전자쌍도 한 영역**을 차지한다.
- **같은 원소끼리의 결합**(마-마)은 전기음성도 차이가 없어 쌍극자가 0이다.

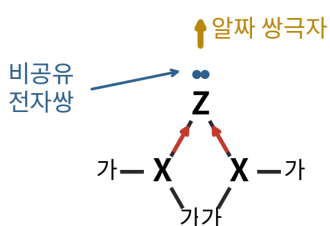
분자 E = 가₂마 — 바 — 마가₂ — 극성 중심의 바(Z)는 결합 2개 + 비공유 전자쌍 1쌍 = 전자 영역 3개이므로 **굽은형**이고 $\angle \text{마} - \text{바} - \text{마} \approx 120^\circ$ 이다. 두 개의 마→바 쌍극자가 120° 로 벌어져 있어 벡터 합이 0이 되지 못하고, 바의 비공유 전자쌍이 같은 방향의 치우침을 더한다. 만약 바에 비공유 전자쌍이 없어 직선형(180°)이었다면 두 쌍극자가 정확히 상쇄되어 무극성이 되었을 것이므로, **극성의 원인은 곧 비공유 전자쌍이 만든 굽은 구조**이다. (우리 세계의 다이메틸 에터 $(\text{CH}_3)_2\text{O}$ 와 같다.)

분자 F = (가₂마)₂ 마 — 사 — 극성 가운데 마(X)는 결합 3개·비공유 전자쌍 0개이므로 120° 의 평면 삼각형이다. 세 결합 중 두 개는 마-마 결합이라 쌍극자가 0이고, 남은 하나인 마→사 결합만 크게 극성이다. 상쇄해 줄 반대 방향의 쌍극자가 아예 없으므로 알짜 쌍극자는 그대로 남아 **사 쪽이 음극**인 극성 분자가 된다. 양 끝의 가-마 결합들은 거의 무극성인 데다 좌우 대칭이어서 서로 상쇄된다.

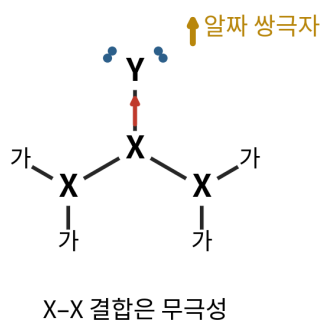
분자 G = 사₂마 - 마 = 바 - 극성 왼쪽 마는 결합 3개(사, 사, 마)로 120° 평면 삼각형이고, 오른쪽 마는 단일 결합 1개 + 이중 결합 1개 = **전자 영역 2개**이므로 180°의 **직선형**이다($2a$ 와 $2b_x$ 로 두 개의 σ 결합을 만들고 남은 $2b_y$ 가 π 결합을 이루므로, 3차원의 sp 혼성에 해당한다).

두 개의 마→사 쌍극자는 서로 120°를 이루므로 그 합은 크기가 마-사 쌍극자 하나와 같고 방향은 사슬의 바깥쪽, 즉 **마=바 쪽의 반대**이다. 결국 두 기여가 한 직선 위에서 맞서므로 상당 부분 상쇄되지만, 사와 바는 서로 다른 원자이고 한쪽은 단일, 다른 쪽은 이중 결합이어서 **두 크기가 같을 이유가 없다**. 우리 세계에서 C=O의 결합 쌍극자가 C-F보다 큰 것에 대응시키면 알파 쌍극자는 **바 쪽을 향하며**, 크기는 E·F보다 작다. 따라서 G도 **극성**이다.

E, F, G 모두 극성 분자이다. 세 분자 어디에도 쌍극자를 정확히 상쇄시킬 대칭(직선형·평면 정삼각형의 완전 대칭 배치)이 없기 때문이다.



분자 E · 굽은형 · 극성



분자 F · 평면 삼각형 · 극성



분자 G · 삼각형 + 직선형 · 극성

[도해] 분자 E·F·G의 2차원 구조와 결합 쌍극자의 벡터 합 — 붉은 화살표는 결합 쌍극자, 금색 화살표는 알파 쌍극자, 점은 비공유 전자쌍이다. 세 분자 모두 알파 쌍극자가 0이 되지 않는다.

(1-5)(1) 분자 D, 즉 가₂바

물이 생명체의 용매가 될 수 있는 성질을 하나씩 대응시켜 보면 D가 모두 만족한다.

- **굽은형 극성 분자** — (1-4)(2)에서 본 대로 중심 원자에 비공유 전자쌍이 있어 굽은형이고, 결합 쌍극자가 상쇄되지 않아 큰 쌍극자 모멘트를 갖는다. 우리 세계의 H₂O와 같은 구조이다.
- **수소 결합에 해당하는 강한 분자 간 인력** — (1-4)(1)의 [그림 4]에서 가₂바의 끓는점이 같은 계열 3주기 화합물보다 오히려 훨씬 높게 튀어 오른 것이 그 증거다.
- **넓은 온도 범위에서 액체** — 그 덕분에 가상 세계의 환경에서 기체가 아닌 액체로 존재하여 물질을 녹이고 운반하는 매질이 될 수 있다.
- **뛰어난 용해력** — (1-4)(3)에서 본 대로 이온 결정을 녹일 수 있고, 극성 물질과도 잘 섞인다. 또 큰 분자 간 인력 때문에 비열과 기화열이 커서 온도 변화를 완충하는 역할까지 기대할 수 있다.

가상 세계에서 물에 해당하는 분자는 가₂바 (분자 D)이다.

(1-5)(2) 같은 방향(고체가 액체보다 밀도가 작음)의 경향은 나타날 수 있지만, 그 정도는 물보다 작을 것이다

얼음의 밀도가 작은 까닭부터 따진다. 물 분자는 수소 결합의 **주개** 2개(수소 원자 2개)와 **받개** 2개(산소의 비공유 전자쌍 2쌍)를 가져 개수가 정확히 맞는다. 그래서 얼음에서는 모든 분자가 네 개의 수소 결합에 빠짐없이 참여하는 정사면체 그물을 이루고, 이 그물은 결합 방향을 지키느라 분자를 촘촘히 채우지 못해 큰 빈 공간(육각형 통로)을 남긴다. 액체가 되면 이 그물이 부분적으로 무너져 분자가 빈틈으로 들어가므로 밀도가 오히려 커진다.

가₂바는 어떤가. 주개는 ‘가’ 2개로 물과 같지만, 받개인 비공유 전자쌍은 (1-4)(2)에서 본 대로 **1쌍**뿐이다.

$$\text{주개} : \text{받개} = 2 : 1 \quad (\text{H}_2\text{O} \text{ 는 } 2 : 2)$$

받개가 부족하므로 분자 N 개가 만들 수 있는 수소 결합은 최대 N 개뿐이고, 한 분자는 평균 2개(주개로 1번, 받개로 1번)의 수소 결합에만 참여한다. 즉 물처럼 모든 분자가 그물에 묶이는 배열은 불가능하고, **사슬이나 고리 형태**의 규칙적 배열이 만들어진다.

• **유사한 점** — 이 사슬·고리도 120° 라는 정해진 방향을 지키며 이어져야 하므로, 결정에서는 고리 안쪽에 빈 공간이 생기고 액체에서는 그 배열이 무너져 분자가 더 조밀하게 뭉칠 수 있다. 따라서 **고체의 밀도가 액체보다 작아지는 현상은 나타날 수 있다.**

• **다른 점** — 다만 물처럼 모든 분자가 4개의 수소 결합에 참여해 만드는 넓게 열린 그물이 아니라 배위수가 2인 사슬·고리이므로, 남는 빈 공간이 상대적으로 작다. 그러므로 고체와 액체의 밀도 차이는 물-얼음만큼 크지는 않을 것으로 예상된다.

(1-5)(3) ‘마’ (원자 번호 5, 원자가 전자 3개)

탄소가 유기물의 골격이 되는 이유는 ① 원자가 전자가 4개여서 결합을 **가장 많이**(4개) 만들 수 있고, ② 전기음성도가 중간이어서 전자를 주지도 받지도 않고 **공유 결합만** 하며, ③ 자기 자신과도 안정한 결합을 이루어 사슬·고리를 무한히 이어 갈 수 있고, ④ 단일·이중·삼중 결합을 모두 만들 수 있기 때문이다. 2차원 세계에서 이 조건을 모두 만족하는 원소가 마이다.

• **최대 결합 수** — 마의 결합 수는 $6 - 3 = 3$ 이고, 2차원에서는 원자가 오비탈이 a, b_x, b_y 세 개뿐이라 이것이 **가능한 최대치**이다. 즉 마는 2차원 세계에서 결합을 가장 많이 만드는 원자이다.

• **공유 결합만 함** — 원자가 전자가 3개로 주기의 한가운데 있어 전자 3개를 잃기도, 3개를 얻기도 어렵다. [그림 1]에서도 이온화 에너지가 다·라보다 크고 사·아보다 작은 중간값이다. 따라서 이온이 아니라 공유 결합을 택한다.

• **자기 자신과의 결합** — 고체 C에서 마 원자끼리 끝없이 이어진 그물을 만드는 것이 이미 확인되었다. 사슬을 잇고 남는 결합 1개에 다른 원자를 붙일 수 있으므로 결가지·고리 구조도 가능하다.

• **다중 결합** — (1-4)(4)의 분자 G에서 마가 이중 결합에 참여하는 것을 확인하였다.

탄소에 대응하는 원소는 **마**이며, 2주기 원소이면서 결합 수가 가장 많고 순수한 공유 결합을 이룬다는 점이 그 근거이다.

(1-5)(4) ① 중심 원자가 만들 수 있는 결합의 수, ② 공간의 차원**① 결합 수의 차이 (탄소 4개 → 마 3개)**

탄소는 사슬을 이어 가는 데 결합 2개를 쓰고도 **2개**가 남아 결가지를 붙일 수 있지만, 마는 사슬을 이으면 남는 결합이 **1개**뿐이다. 골격의 한 자리마다 붙일 수 있는 치환기의 조합 수가 줄어들면 만들 수 있는 화합물의 가짓수는 사슬 길이에 대해 기하급수적으로 벌어진다. 예를 들어 탄소 골격에서는 한 탄소에 서로 다른 원자·원자단 4개를 붙여 사면체 중심을 만들 수 있으나, 마에서는 최대 3개까지만 가능하다. 또 삼중 결합처럼 결합 4개를 전제로 하는 결합 양식도 만들 수 없다.

② 2차원이라는 공간의 제약

3차원에서는 사면체 배치 덕분에 같은 연결 관계(구조식)를 가지면서도 배열이 다른 **입체 이성질체**(거울상 이성질체 등)가 생기고, 긴 사슬이 서로를 비껴 지나가며 접히거나 감길 수 있어 단백질·핵산 같은 거대 분자의 3차원 구조가 가능하다. 2차원 평면에서는 결합선이 서로 교차할 수 없어 골격의 연결 방식 자체가 제한되고(평면 그래프만 가능), 거울상 이성질체도 존재할 수 없으며, 사슬이 접혀 만드는 입체 구조도 만들 수 없다. 그만큼 물질의 종류 수가 근본적으로 줄어든다.

결합 수(4 대 3)와 공간 차원(3차원 대 2차원) — 두 요소 모두 가상 세계 쪽의 종류 수를 크게 줄이는 방향으로 작용한다.

(덧붙이면 2주기의 원소 수 자체도 우리 세계는 8개, 가상 세계는 6개로 적어 골격에 끼워 넣을 수 있는 원자의 종류가 더 적다.)

(1-5)(5) 존재할 수 있다. 다만 기본 단위가 정사면체가 아니라 정삼각형(카바₃ 꼴)이므로 구조의 다양성은 지구보다 작다

규산염의 기본 단위 SiO₄ 사면체를 원소의 역할로 분해하면 ① 결합을 4개 만드는 3주기 중심 원자(규소)와 ② 결합을 2개 만들어 두 중심 원자를 이어 줄 수 있는 산소이다. 가상 세계에서 이에 대응하는 원자를 찾는다.

- **중심 원자** — 결합 수가 가장 많은 원자는 결합 3개를 만드는 원자가 전자 3개짜리이며, 규소와 같은 3주기에서는 **카** ($Z = 11$) 가 이에 해당한다(2주기라면 마). 2차원에서는 원자가 오비탈이 3개뿐이라 결합 4개는 애초에 불가능하므로, **정사면체 대신 120°의 정삼각형 단위**가 만들어진다.
- **산소 대응 원자** — 결합을 2개 만드는 원자, 즉 원자가 전자가 4개인 **바** 이다(비공유 전자쌍 1쌍을 갖고 두 이웃을 이어 준다). 실제로 (1-4)에서 바가 산소처럼 굽은형 분자와 강한 수소 결합을 만드는 것을 확인하였다.

기본 단위: 카바₃ (또는 마바₃) — 중심 원자 1개를 세 개의 바가 120°로 둘러싼 **평면 정삼각형**

그물의 형성 — 이 삼각형들이 꼭짓점의 바 원자를 공유하며 이어지면 규산염과 똑같은 방식으로 다양한 구조가 만들어진다. 꼭짓점을 하나도 공유하지 않으면 독립된 카바₃³⁻ 이온(우리 세계의 섬 규산염에 대응), 두 개씩 공유하면 사슬 또는 고리, 세 개를 모두 공유하면 2차원 그물이 된다. 남는 음전하는 다⁺, 라²⁺ 같은 금속 양이온이 채워 준다. 실제로 우리 세계에도 붕소나 탄소가 산소 3개와 평면 삼각형 BO₃, CO₃ 단위를 이루어 붕산염·탄산염 광물을 만드는 예가 있으므로, 이런 그물 구조가 실제로 안정하게 존재할 수 있음을 알 수 있다.

다양성의 한계 — 다만 사면체는 꼭짓점을 공유하며 3차원의 여러 방향으로 이어질 수 있어 섬·고리·사슬·판·망상 등 매우 다양한 구조를 낳지만, 평면 삼각형은 공유할 꼭짓점이 3개뿐이고 2차원 안에서만 이어질 수 있으며 층을 쌓아 올릴 수도 없다. 따라서 **광물의 종류와 구조의 다양성은 지구의 규산염보다 제한적일 것이다.**

문제 1 결과 정리

문항	핵심 도구	결과
1-1	2차원 오비탈 채우기 · 훈트 규칙	가 = $1a^1$, 마 = $1a^2 2a^2 2b_x^1$, 바 = $1a^2 2a^2 2b_x^1 2b_y^1$
1-2	2차원의 옥텟(원자가 전자 6개) · 분산력	단원자: 나·아, 이원자: 바 ₂ (이중 결합), 끓는점 바 ₂ > 아 > 나
1-3	이온 결합 · 단위 세포 · 전자쌍 반발	A는 이온 결정, 라 = 흰 원(라파 ₂), C는 120° 벌집 그물
1-4	수소 결합 · 전자쌍 반발 · 쌍극자 모멘트	D는 굽은형 극성 · A가 D에 잘 녹음 · X=마, Y=사, Z=바 · E·F·G 모두 극성
1-5	물·탄소·규산염과의 대응	물 ↔ 가 ₂ 바, 탄소 ↔ 마, 규산염 단위 ↔ 평면 삼각형 카바 ₃

문제 2 이산화 탄소로부터 메탄올을 만드는 전기·열화학 반응

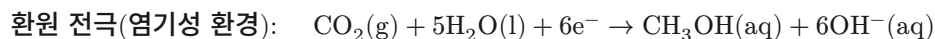
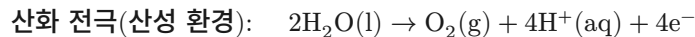
산화·환원 · 이상 기체 · 반응 속도 · 헤스 법칙

(2-1) 산화 전극 $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$, 환원 전극 $\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} + 6\text{OH}^-$

① 산화수로 주고받는 전자 수를 먼저 센다. 수소는 +1, 산소는 -2 로 두고 메탄올의 탄소를 구하면 $x + 3(+1) + (-2) + (+1) = 0$ 에서 $x = -2$ 이다.

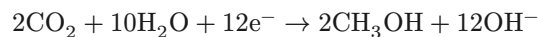
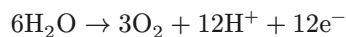
전극	산화수 변화	전자 수	반응 구분
환원 전극	CO_2 의 C: $+4 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$ 의 C: -2	6e^- 얻음	환원
산화 전극	H_2O 의 O: $-2 \rightarrow \text{O}_2$ 의 O: 0	O_2 하나당 4e^- 잃음	산화

② 반쪽 반응식을 완성한다. 원자 수와 전하를 모두 맞춘다.

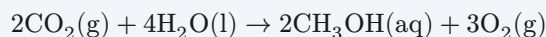


환원 반쪽 반응은 좌변에 C 1, O 7, H 10, 전하 -6, 우변에 C 1, O $1 + 6 = 7$, H $4 + 6 = 10$, 전하 -6 으로 원자와 전하가 모두 맞는다.

③ 전자 수를 맞추어 더한다. 4와 6의 최소공배수는 12이므로 산화 반쪽 반응에 3, 환원 반쪽 반응에 2를 곱한다.



두 식을 더하면 12e^- 가 소거되고, 막을 통해 만난 H^+ 와 OH^- 는 $12\text{H}^+ + 12\text{OH}^- \rightarrow 12\text{H}_2\text{O}$ 로 중화되므로 물 12분자가 양변에서 지워진다.



검산: 좌변 C 2, H 8, O $4 + 4 = 8$ / 우변 C 2, H 8, O $2 + 6 = 8$ 로 일치한다.

(2-2) $n(\text{CH}_3\text{OH}) = 0.004 \text{ mol}$, 질량 = 0.128 g, 환원 전극 수조의 수위가 높아진다

① 이동한 전자를 기준으로 각 수조의 기체 몰수 변화를 쓴다. 흐른 전자를 q (mol)라 하면 (2-1)의 반쪽 반응식에서

- 산화 전극 수조: O_2 가 $q/4 \text{ mol}$ 생성 $\rightarrow$ 기체 몰수 증가
- 환원 전극 수조: CO_2 가 $q/6 \text{ mol}$ 소모 $\rightarrow$ 기체 몰수 감소 (메탄올은 수용액에 녹아 기체가 아니다)

② 몰수 변화를 압력 변화로 바꾼다. 부피와 온도가 일정하므로 이상 기체 상태 방정식 $PV = nRT$ 에서 $\Delta P = \Delta n \cdot (RT/V)$ 이고

$$\frac{RT}{V} = \frac{0.08 \times 300}{24} = 1 \text{ atm/mol}$$

이므로 몰수 변화의 수치가 곧 압력 변화(atm)의 수치가 된다.

$$\Delta P_{\text{산화}} = +\frac{q}{4} \text{ atm}, \quad \Delta P_{\text{환원}} = -\frac{q}{6} \text{ atm}$$

③ 압력 차이 조건으로 q 를 구한다. 처음에 두 수조의 압력이 같았으므로 두 변화의 크기를 더한 것이 압력 차이이다.

$$\frac{q}{4} + \frac{q}{6} = \frac{3q + 2q}{12} = \frac{5q}{12} = 0.01 \Rightarrow q = 0.024 \text{ mol}$$

④ 메탄올의 양. 전자 6 mol당 메탄올 1 mol이 생기므로

$$n(\text{CH}_3\text{OH}) = \frac{q}{6} = \frac{0.024}{6} = 0.004 \text{ mol}$$

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 12 + 4 \times 1 + 16 = 32 \text{ g/mol} \rightarrow w = 0.004 \times 32 = 0.128 \text{ g}$$

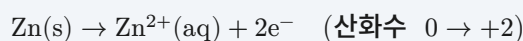
⑤ 수위 비교. 두 수조의 압력 변화는 각각 +0.006 atm, -0.004 atm 이다. 위쪽 기체의 압력이 커진 산화 전극 수조는 수면이 눌러 내려가고, 압력이 작아진 환원 전극 수조는 상대적으로 밀려 올라간다. 따라서

환원 전극 수조의 수위가 높아진다.

반응에 쓰인 액체 물은 전체 0.008 mol($\approx 0.14 \text{ g}$)에 지나지 않아 수위에 미치는 영향은 무시할 수 있고, 수위 차이는 사실 상 기체 압력 차이로 결정된다.

(2-3)(1) 아연 전극 자신이 산화된다

[그림 7] 의 화살표는 왼쪽으로 갈수록 산화되기 쉬움을 뜻하고, 아연은 그 가장 왼쪽에 있다. 즉 아연은 물(H_2O)보다 훨씬 쉽게 전자를 내놓는다. 산화 전극에서는 **가장 산화되기 쉬운 화학종이 우선 산화되므로**, 물 대신 전극 자체가 녹아 나온다.



그 결과 산화 전극에서는 **산소 기체가 발생하지 않고** 전극의 질량이 줄어든다. (금은 [그림 7] 의 가장 오른쪽, 즉 가장 산화되기 어려운 쪽에 있으므로 스스로는 산화되지 않고 전자만 주고받는 불활성 전극으로 작동하여 물이 산화된다.)

(2-3)(2) 산화 전극 수조의 수위가 내려가지 않으므로, 두 수조의 수위 차이가 크게 줄어든다

같은 양(0.004 mol)의 메탄올을 만들었으므로 흐른 전자는 (2-2)와 같은 $q = 0.024 \text{ mol}$ 이다. 각 수조의 기체 몰수 변화만 달라진다.

산화 전극	산화 수조 ΔP	환원 수조 ΔP	압력 차이
금 (2-2)	$\text{O}_2 \ q/4 = 0.006 \text{ mol}$ 생성 $\rightarrow +0.006 \text{ atm}$	-0.004 atm	0.010 atm
아연 (2-3)	기체 생성 없음 $\rightarrow 0$	-0.004 atm	0.004 atm

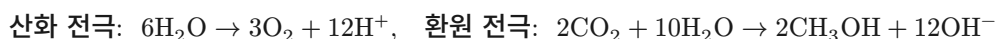
아연이 산화될 때 생기는 Zn^{2+} 는 수용액에 그대로 녹아 있으므로 기체 몰수를 바꾸지 못한다. 따라서 산화 전극 수조의 압력은 처음 그대로이고, 환원 전극 수조만 CO_2 소모로 0.004 atm 낮아진다.

- 산화 전극 수조: 수위가 내려가지 않고 처음 높이를 그대로 유지한다.
- 환원 전극 수조: 여전히 압력이 낮아지므로 수위가 올라간다.
- 두 수조의 압력 차이가 $0.010 \rightarrow 0.004 \text{ atm}$ 으로 줄어드는 만큼, 수위 차이도 2/5 로 작아진다.

(2-3)(3) 두 경우 모두 환원 수조는 분홍색이지만, 계 전체의 산·염기 수지가 달라 결과가 갈린다

페놀프탈레인은 **염기성에서만 분홍색**이고 중성과 산성에서는 모두 무색이다. 따라서 각 수조에 어떤 이온이 쌓이는지를 따지면 된다.

금(불활성) 전극 전자 12 mol이 흐를 때



로 H^+ 12 mol과 OH^- 12 mol이 정확히 같은 양으로 생긴다. 즉 산화 전극 쪽은 산성, 환원 전극 쪽은 염기성이 되어 **환원 수조만 분홍색**, 산화 수조는 무색이 된다. 나아가 이 막은 H^+ 와 OH^- 를 모두 통과시키므로([그림 6]) 두 이온이 서로를 향해 이동해 만나면 $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ 로 중화되며, 계 전체로 보면 알짜로 생기는 산도 염기도 없다.

아연 전극 산화 전극에서는 $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ 만 일어나 H^+ 가 전혀 생기지 않는데, 환원 전극에서는 여전히 OH^- 가 12 mol 생긴다. 상쇄해 줄 산이 없으므로 계 전체에 염기가 순수하게 축적된다. 환원 수조는 물론 분홍색으로 진하게 변하고, 막을 통해 OH^- 가 넘어가면 산화 수조까지 염기성이 되어 분홍색을 띌 수 있다(이때 Zn^{2+} 와 만나면 흰색 $\text{Zn}(\text{OH})_2$ 침전이 생긴다).

- **공통** — 환원 전극 수조는 OH^- 가 쌓여 **분홍색**이 된다.
- **금** — 산화 전극 수조는 H^+ 가 쌓여 **산성**이므로 무색. 생성되는 산과 염기의 양이 같아 계 전체로는 중화된다.
- **아연** — 산화 전극 수조에는 Zn^{2+} 만 생겨 처음에는 **중성**이라 역시 무색이지만, 산으로 상쇄되지 않은 OH^- 가 계속 쌓이므로 결국 계 전체가 염기성으로 기울어 분홍색 영역이 넓어진다.

즉 색이 나타나는 자리만 보면 두 경우가 비슷해 보이지만(페놀프탈레인은 산성과 중성을 구별하지 못한다), **알짜로 염기가 만들어지느냐**에서 갈린다. 금 전극에서는 만들어진 산과 염기가 서로 상쇄되고, 아연 전극에서는 염기만 남는다.

(2-4) 기울기가 $A > B = C$ 인 세 직선. B에서 C로 넘어갈 때는 꺾이지 않는다

① **반응 차수 읽기** — [그림 8] (1)에서 CO_2 농도는 $c_0 \rightarrow c_0/2$ 에 걸린 시간과 $c_0/2 \rightarrow c_0/4$ 에 걸린 시간이 모두 t 로 같다. 반감기가 농도에 무관하게 일정한 것은 **1차 반응의 특징**이므로

$$v = k[\text{CO}_2] \propto P_{\text{CO}_2}$$

이다. 실제로 [그림 8] (2)에서 CO_2 분압을 1 atm으로 고정한 A 조건의 생성 속도가 시간이 지나도 변하지 않는 것이 이를 뒷받침한다. 메탄올 생성 속도는 곧 $[\text{CH}_3\text{OH}]$ -시간 그래프의 **기울기**이므로, 분압이 일정하면 그래프는 직선이 된다.

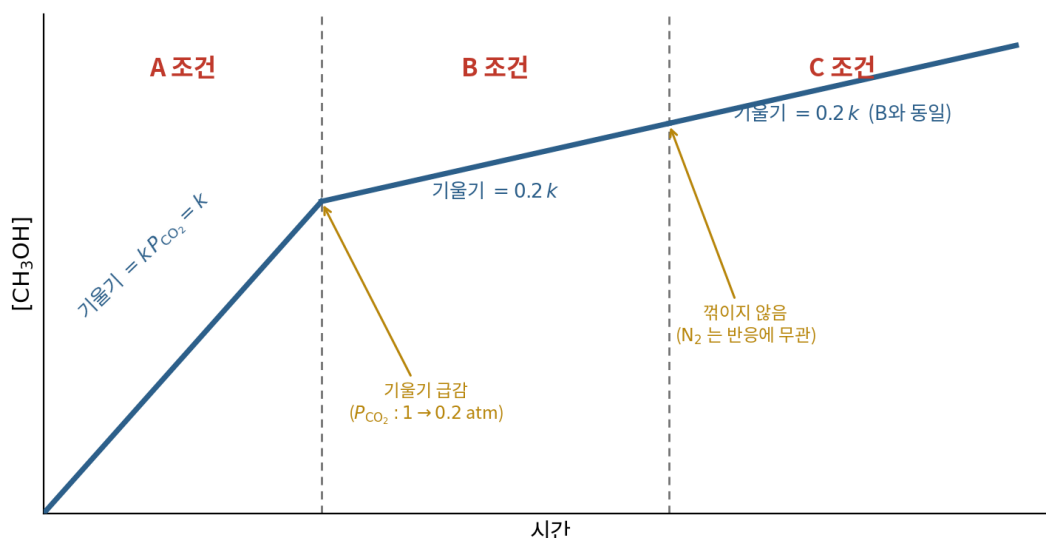
② **각 조건의 기울기** — 반응 속도 상수를 k 라 하면

조건	P_{CO_2}	생성 속도(기울기)	A 대비
A	1 atm	$k \times 1$	1
B	0.2 atm	$k \times 0.2$	0.2 배
C	0.2 atm (전체 1 atm)	$k \times 0.2$	0.2 배

③ **C 조건이 B와 같은 이유** — C에서 더해 준 것은 질소이다. 질소는 반응에 참여하지 않는 **비활성 기체**이고, 부피가 일정한 상태에서 다른 기체를 넣어도 원래 기체의 분압은 변하지 않는다(달톤의 분압 법칙). 반응 속도를 결정하는 것은 전체 압력이 아니라 반응물의 분압이므로

$$v_A : v_B : v_C = 1 : 0.2 : 0.2 \rightarrow \text{기울기 } A > B = C$$

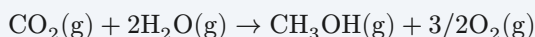
④ **개형** — 따라서 $[\text{CH}_3\text{OH}]$ 는 시간에 따라 계속 증가하되, A 구간에서는 가파른 직선, B로 바뀌는 순간 기울기가 $1/5$ 로 뚝 떨어지며 꺾이고, B → C에서는 기울기가 그대로여서 **꺾임 없이** 같은 직선으로 이어진다.



[도해] 시간에 따른 메탄올 농도의 개형 — 기울기 $A > B = C$, B→C 경계에서 꺾이지 않음

(2-5)(1) $\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{g}) + 3/2\text{O}_2(\text{g})$, $\Delta H = +677 \text{ kJ}$

① **계수 맞추기** — 탄소 1개는 그대로 메탄올로 간다. 메탄올에 수소가 4개 있으므로 물이 2분자 필요하고, 그러면 좌변의 산소는 $2 + 2 = 4$ 개, 우변에는 메탄올의 산소 1개가 있으므로 나머지 3개가 O_2 3/2 분자로 나온다.



정수 계수로 쓰면 $2\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow 2\text{CH}_3\text{OH}(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g})$ 로, (2-1)의 전체 반응식과 계수가 같다.

② **‘나’ 반응에서 미지의 생성 엔탈피 조합을 얻는다.** 홑원소 물질의 생성 엔탈피는 0이므로 $\Delta H_f(\text{H}_2) = \Delta H_f(\text{O}_2) = 0$ 이다. ‘나’ 반응에 헤스 법칙을 쓰면

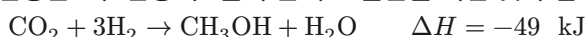
$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{나}} &= [\Delta H_f(\text{CH}_3\text{OH}) + \Delta H_f(\text{H}_2\text{O})] - [\Delta H_f(\text{CO}_2) + 3\Delta H_f(\text{H}_2)] = -49 \text{ kJ} \\ &\Rightarrow \Delta H_f(\text{CH}_3\text{OH}) - \Delta H_f(\text{CO}_2) = -49 - (-242) = +193 \text{ kJ}\end{aligned}$$

③ **같은 조합을 ‘가’ 반응에 대입한다.**

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{가}} &= [\Delta H_f(\text{CH}_3\text{OH}) + \frac{3}{2}\Delta H_f(\text{O}_2)] - [\Delta H_f(\text{CO}_2) + 2\Delta H_f(\text{H}_2\text{O})] \\ &= [\Delta H_f(\text{CH}_3\text{OH}) - \Delta H_f(\text{CO}_2)] - 2(-242) = 193 + 484\end{aligned}$$

$$\Delta H_{\text{가}} = +677 \text{ kJ} \quad (\text{흡열 반응})$$

다른 경로로 계산 — ‘가’ 반응은 ‘나’ 반응에 “물의 분해” 3몰분을 더한 것과 같다.



두 식을 더하면 H_2 3분자와 물 1분자가 소거되어 ‘가’ 반응이 되고, $\Delta H = -49 + 726 = +677 \text{ kJ}$ 로 같은 값을 얻는다. 물을 산소로 되돌리는 데 드는 큰 흡열이 메탄올 생성의 작은 발열을 압도하므로, 이 반응은 강한 흡열 반응이며 상온에서 저절로 일어나지 않는다. 그래서 (2-1)처럼 전기 에너지를 넣어 주어야 한다.

(2-5)(2) 반응식의 계수는 같지만 물질의 상(phase)이 달라 ΔH 가 다르다. 액체 물을 쓰는 (2-1) 쪽이 더 흡열적이다

두 반응을 나란히 쓰면 계수는 완전히 같고 오직 상만 다르다.

반응	반응식 (1 mol CO_2 기준)	물 / 메탄올의 상
‘가’	$\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{g}) + 3/2\text{O}_2(\text{g})$	기체 / 기체
(2-1) 전체	$\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{aq}) + 3/2\text{O}_2(\text{g})$	액체 / 수용액

엔탈피는 상태 함수이므로 두 값의 차이는 반응물·생성물의 상변화 엔탈피만으로 설명된다. (2-1)의 출발점에서 ‘가’ 반응의 출발점으로 가려면 물을 기화시켜야 하고, ‘가’ 반응의 도착점에서 (2-1)의 도착점으로 가려면 메탄올 기체를 응축시켜 물에 녹여야 한다. 따라서

$$\Delta H_{2-1} = \Delta H_{\text{가}} + \underbrace{2\Delta H_{\text{기화}}(\text{H}_2\text{O})}_{\text{흡열, } >0} + \underbrace{\Delta H_{\text{응축·용해}}(\text{CH}_3\text{OH})}_{\text{발열, } <0}$$

어느 쪽이 더 큰가 — 물의 기화 엔탈피는 몰당 약 +44 kJ이고 계수가 2이므로 +88 kJ 가량이 더해지는 반면, 메탄올 1몰이 기체에서 수용액으로 가며 내놓는 열은 약 -45 kJ 정도이다. 흡열 쪽 향이 두 배의 계수로 들어오므로 합은 양수가 되어

$$\Delta H_{2-1} > \Delta H_{\text{가}} = +677 \text{ kJ}$$

액체 물은 분자 사이의 수소 결합으로 이미 안정화되어 있어(엔탈피가 낮아) 반응을 시작하기 전에 그 결합을 끊는 에너지를 먼저 치러야 한다. 그만큼 (2-1)의 반응이 더 많은 에너지를 요구한다.

정리하면, 두 반응은 “이산화 탄소와 물에서 메탄올과 산소를 만든다”는 알짜 변화가 같지만, 반응물과 생성물이 어떤 상으로 존재하느냐에 따라 분자간 힘을 끊고 잇는 몫이 달라지므로 반응 엔탈피가 서로 다르다.

(2-5)(3) 메탄올의 압력은 P_1 보다 커지고 이산화 탄소의 압력은 P_2 보다 작아지며, 평형에 도달하는 시간은 짧아진다

① **평형의 이동 방향** — (1)에서 ‘가’ 반응은 $\Delta H = +677 \text{ kJ} > 0$ 인 **흡열 반응**이다. 온도를 올리는 것은 계에 열을 넣어 주는 것이므로, 르 샤틀리에 원리에 따라 계는 그 열을 **흡수하는 방향**, 즉 정반응 쪽으로 이동하여 변화를 완화한다. (같은 내용을 평형 상수로 말하면, 흡열 반응은 온도가 올라갈 때 K 가 커진다.)



평형 상수를 분압으로 나타내면 계수가 그대로 지수가 되어

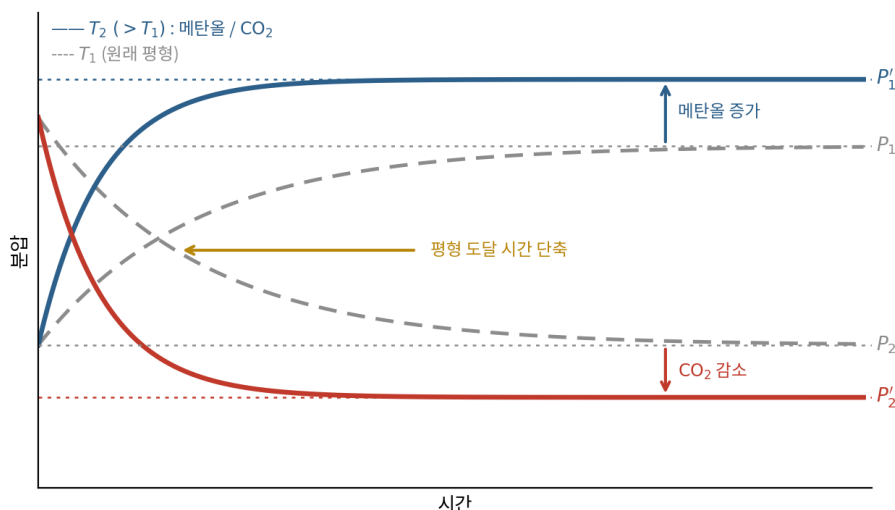
$$K_p = \frac{P_{\text{CH}_3\text{OH}} \cdot P_{\text{O}_2}^{3/2}}{P_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}^2}$$

이므로, K_p 가 커진다는 것은 분자에 있는 메탄올·산소의 분압이 커지고 분모에 있는 이산화 탄소·물의 분압이 작아지는 쪽으로 조성이 다시 맞추어진다는 뜻이다.

② **새 평형에서의 압력** — 정반응이 더 진행되면 CO_2 는 추가로 소모되고 CH_3OH 는 더 생성된다. 따라서 새 평형에서

$$P'_{\text{CH}_3\text{OH}} > P_1, \quad P'_{\text{CO}_2} < P_2$$

즉 [그림 9] 의 두 곡선이 수렴하는 높이가 각각 위로, 아래로 벌어져 두 선의 간격이 더 커진다.



[도해] T_1 (회색 점선)과 $T_2 > T_1$ (실선)에서의 분압-시간 곡선 — 정반응 쪽 이동으로 메탄올은 더 높은 값에, CO_2 는 더 낮은 값에 수렴하고 평형 도달은 빨라진다

③ **평형 도달 시간** — 온도가 높아지면 분자의 평균 운동 에너지가 커져 활성화 에너지 이상의 에너지를 가진 분자의 비율이 급격히 늘고 충돌 빈도도 증가한다. 정반응과 역반응의 속도 상수가 **모두** 커지므로 평형은 더 빨리 이루어진다.

평형에 도달하는 데 걸리는 시간은 **짧아진다**.

온도는 평형의 위치(어디로 가는가)와 평형에 이르는 속도(얼마나 빨리 가는가)를 동시에 바꾸는 유일한 조건이다. 촉매를 넣으면 속도만 빨라질 뿐 평형의 위치는 바뀌지 않는다는 점과 대비된다.

문제 2 결과 정리

문항	핵심 도구	결과
2-1	산화수 변화로 전자 수 결정	$2\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{CH}_3\text{OH}(\text{aq}) + 3\text{O}_2(\text{g})$
2-2	$\Delta P = \Delta n \cdot RT/V$	$n(\text{CH}_3\text{OH}) = 0.004 \text{ mol} = 0.128 \text{ g}$, 환원 수조 수위 상승
2-3	이온화 경향·산·염기 수치	Zn 자신이 산화, 압력 차 $0.010 \rightarrow 0.004 \text{ atm}$, 알짜 염기 생성
2-4	1차 반응 · 달톤의 분압 법칙	$[\text{CH}_3\text{OH}]$ -시간 그래프의 기울기 $A > B = C$
2-5	헤스 법칙 · 르 샤틀리에 원리	$\Delta H_{\text{가}} = +677 \text{ kJ}$ (흡열), T 상승 $\rightarrow$ 메탄올 증가· CO_2 감소

2024학년도 · 해설편

문제 1 주기율표 · 이온 결합 · 이온화 에너지 · 분자 간 힘
문제 2 반투막을 통한 삼투 현상과 중화 반응

단원 물질의 구조 · 화학 결합 · 분자간 힘 · 산-염기 · 산화환원 · 상태 · 용액
핵심 개념 격자 에너지와 이온 반지름, 순차 이온화 에너지, 헤스 법칙(본-하버 순환)과 결합 에너지, 퍼텐셜 에너지 곡선, 분산력 · 쌍극자 인력과 끓는점, 파울리 배타 원리와 전자 배치, 주기율표의 구조, 반트호프 식과 삼투압, 중화 반응과 중화열, 강산 · 약산의 이온화와 총괄성
문항 수 2문항 (소문항 10개)

II. 예시답안

문제 1 주기율표 · 이온 결합 · 이온화 에너지 · 분자 간 힘

격자 에너지 · 본-하버 순환 · 분자 간 힘 · 전자 배치

(1-1)(1) $\text{MgO} > \text{CaO} > \text{BaO}$

세 물질은 모두 M^{2+} 과 O^{2-} 로 이루어진 이온 결정이다. 이온 결정이 녹으려면 정전기적 인력으로 묶인 격자를 풀어야 하므로, 녹는점은 격자 에너지(이온 결합의 세기)에 따라 결정된다. 격자 에너지의 크기는 쿨롱 법칙에 따라

$$U \propto \frac{|z_+ z_-|}{r_+ + r_-}$$

로, 두 이온의 전하량 곱에 비례하고 이온 중심 사이의 거리에 반비례한다.

- 전하는 세 화합물이 모두 같다 — 양이온은 모두 +2, 음이온은 모두 -2 이므로 $|z_+ z_-| = 4$ 로 동일하다. 따라서 세 물질의 차이는 오직 이온 사이의 거리에서 나온다.
- 양이온 반지름은 아래로 갈수록 커진다 — 2족을 따라 내려가면 전자가 채워지는 껍질 수가 늘어난다. Mg^{2+} 는 Ne 과 같은 배치($n = 2$ 까지), Ca^{2+} 는 Ar 과 같은 배치($n = 3$ 까지), Ba^{2+} 는 Xe 과 같은 배치($n = 5$ 까지)이므로 $\text{Mg}^{2+} < \text{Ca}^{2+} < \text{Ba}^{2+}$ 순으로 반지름이 커진다.
- 음이온 O^{2-} 는 셋 다 공통이므로, 결국 $r_+ + r_-$ 가 $\text{MgO} < \text{CaO} < \text{BaO}$ 순으로 길어지고 격자 에너지는 그 역순으로 작아진다.

이온 간 거리가 짧을수록 정전기적 인력이 강하다 → 녹는점 $\text{MgO} > \text{CaO} > \text{BaO}$

실제 녹는점도 약 2850 °C, 약 2600 °C, 약 1920 °C 로 이 순서를 따른다.

(1-1)(2) $\text{Al}^+ > \text{Mg} > \text{Al}$

어떤 화학종 X 의 이온화 에너지는 $\text{X(g)} \rightarrow \text{X}^+(\text{g}) + \text{e}^-$ 에 필요한 에너지이다. 세 화학종의 전자 배치와 떼어내는 전자를 정리하면 다음과 같다.

화학종	전자 수	전자 배치	핵전하	떼어내는 전자
Al^+	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	+13	3s (Al의 2차 이온화)
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	+12	3s (1차 이온화)
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	+13	3p (1차 이온화)

세 화학종은 서로 다른 두 가지 비교로 나뉜다. Al^+ 과 Mg 는 전자 수가 12개로 같은 등전자 관계이고, Al^+ 과 Al 은 같은 원소의 순차 이온화 에너지 관계이다.

- $\text{Al}^+ > \text{Mg}$ — 등전자 비교 : 두 화학종은 전자 배치가 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ 로 완전히 같고 떼어내는 전자도 똑같이 3s 전자이다. 그러나 핵전하가 Al^+ 은 +13, Mg 는 +12 이다. 가려막기를 하는 안쪽 전자 수가 같은데 핵전하만 크므로 Al^+ 의 3s 전자가 느끼는 유효 핵전하가 더 크고, 반지름은 더 작다. 게다가 Al^+ 은 이미 +1 로 대전되어 있어 전자를 떼어낼 때 정전기적 인력을 거슬러 +1 → +2 로 전하를 더 키워야 한다. 두 효과가 같은 방향으로 작용하므로 Al^+ 의 이온화 에너지가 훨씬 크다.
- $\text{Al}^+ > \text{Al}$ — 순차 이온화 비교 : 같은 원소에서 순차 이온화 에너지는 항상 $\text{IE}_1 < \text{IE}_2 < \text{IE}_3 < \dots$ 이다. 전자를 하나 뺄 때마다 남은 전자들이 받는 전자-전자 반발이 줄고 알짜 양전하가 커져 더 강하게 붙들리기 때문이다. Al^+ 의 이온화는 곧 Al의 2차 이온화이므로 Al의 1차 이온화보다 반드시 크다.
- $\text{Mg} > \text{Al}$ — 같은 주기의 요철 : 핵전하만 보면 $\text{Al}(+13)$ 이 $\text{Mg}(+12)$ 보다 커서 이온화 에너지도 클 것 같지만 실제로는 그 반대이다. Mg 는 채워진 $3s^2$ 에서 전자를 떼는 반면 Al 은 $3s^2$ 바깥의 $3p^1$ 전자를 떼는 것이다. 3p 오비탈은 3s 보다 에너지가 높고 핵 부근에서의 전자 밀도가 작아 $3s^2$ 전자에 의해 잘 가려막기되므로, 3p 전자가 느끼는 유효 핵전하가 오히려 작다. 이 효과가 핵전하 +1 증가분을 앞질러 Al 의 일차 이온화 에너지를 Mg 보다 작게 만든다. 이는 2주기에서 $\text{Be}(2s^2)$ 보다 $\text{B}(2s^2 2p^1)$ 의 일차 이온화 에너지가 작은 것과 완전히 같은 이유이다.

이온화 에너지: $\text{Al}^+ > \text{Mg} > \text{Al}$

실측값도 Al의 2차 이온화 에너지 약 1817 kJ/mol, Mg의 1차 이온화 에너지 약 738 kJ/mol, Al의 1차 이온화 에너지 약 578 kJ/mol로 이 순서를 따른다.

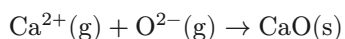
(1-2) $\Delta H = -3048 \text{ kJ/mol}$

구하려는 것은 기체 이온으로부터 이온 결정이 만들어질 때의 엔탈피, 즉 CaO의 **격자 형성 엔탈피**이다. 엔탈피는 상태 함수이므로 경로에 무관하다(헤스 법칙). 주어진 다섯 개의 자료를 목표식이 만들어지도록 방향을 맞추어 더한다. 반응을 역방향으로 취하면 ΔH 의 부호가 바뀐다는 점이 핵심이다.

목표식의 왼쪽에 있는 Ca^{2+} 는 전자를 **받아** 중성 원자가 되어야 하므로 두 이온화 과정을 모두 뒤집어야 하고, 반대로 O^{2-} 는 전자를 **잃어** 중성 원자가 되어야 하므로 주어진 두 자료를 그대로 쓰면 된다.

단계	반응	방향	$\Delta H \text{ (kJ/mol)}$
①	$\text{Ca}^{2+}(\text{g}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ca}^+(\text{g})$	이차 IE의 역 (부호 반전)	-1145
②	$\text{Ca}^+(\text{g}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ca}(\text{g})$	일차 IE의 역 (부호 반전)	-590
③	$\text{O}^{2-}(\text{g}) \rightarrow \text{O}^-(\text{g}) + \text{e}^-$	주어진 대로 그대로	-844
④	$\text{O}^-(\text{g}) \rightarrow \text{O}(\text{g}) + \text{e}^-$	주어진 대로 그대로	+141
⑤	$\text{Ca}(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s})$	주어진 대로 그대로	-610

다섯 식을 모두 더하면 중간 화학종 $\text{Ca}^+(\text{g})$, $\text{Ca}(\text{g})$, $\text{O}^-(\text{g})$, $\text{O}(\text{g})$ 와 전자 2e^- (①②에서 소모, ③④에서 생성)가 남김없이 상쇄되어 목표식만 남는다.

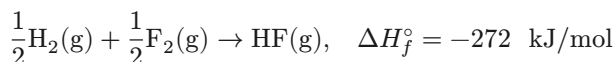


따라서 반응 엔탈피는 다섯 단계 값의 단순 합이다.

$$\begin{aligned}\Delta H &= (-1145) + (-590) + (-844) + (+141) + (-610) \\ &= -3048 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

값이 크게 음수인 것은, 이미 완성된 반대 부호의 두 기체 이온이 서로 다가와 규칙적인 이온 결정을 이룰 때 정전기적 위치 에너지가 크게 낮아지며 그만큼의 열이 방출된다는 뜻이다. 이 값이 (1-1)(1)에서 말한 격자 에너지에 해당하며, 이온 반지름이 작을수록 전하가 클수록 더 큰 음수가 된다. 주어진 자료 중 ③이 음수, ④가 양수인 것도 자연스럽다. O^- 에 전자를 하나 더 밀어 넣어 O^{2-} 를 만드는 일은 음전하끼리의 반발을 이겨야 하므로 크게 흡열이고, 그 역과정인 ③은 그만큼 발열이다. 반면 중성 O가 전자를 받아 O^- 가 되는 것은 발열이므로 그 역과정인 ④는 흡열이다.

(1-3) $D(\text{H-F}) = 570 \text{ kJ/mol}$ — 멀리서 $0 \rightarrow$ 결합 길이에서 -570 kJ/mol 의 최저점 $\rightarrow r \rightarrow 0$ 에서 급격히 증가
먼저 HF의 결합 에너지를 주어진 자료로부터 구한다. 표준 생성 엔탈피는 홑원소 물질로부터 HF 1몰이 만들어질 때의 엔탈피이므로



이다. 반응 엔탈피는 (끊어지는 결합 에너지의 합) - (생성되는 결합 에너지의 합)이므로

구분	결합	에너지 기여 (kJ/mol)
끊어짐	H-H 1/2 개	$+\frac{1}{2}(436) = +218$
끊어짐	F-F 1/2 개	$+\frac{1}{2}(160) = +80$
생성됨	H-F 1개	$-D$

$$\Delta H_f^\circ = 218 + 80 - D = 298 - D = -272 \Rightarrow D = 298 + 272 = 570$$

$$D(\text{H-F}) = \frac{1}{2}D(\text{H}_2) + \frac{1}{2}D(\text{F}_2) - \Delta H_f^\circ = 570 \text{ kJ/mol}$$

H_2 (436)와 F_2 (160)의 산술 평균은 298 kJ/mol 인데 실제 HF 결합은 그보다 272 kJ/mol 이나 더 강하다. F는 전기음성도가 가장 큰 원소여서 $H^{\delta+}-F^{\delta-}$ 처럼 결합 전자쌍이 F 쪽으로 크게 치우치고, 이때 생기는 부분 전하 사이의 추가적인 정전기적 인력(이온성 기여)이 결합을 강하게 만들기 때문이다.

이제 두 원자가 접근할 때의 퍼텐셜 에너지 변화를 세 구간으로 나누어 설명한다. 기준은 두 원자가 무한히 떨어져 있는 상태의 에너지를 0 으로 잡는 것이다.

(1) 거리가 매우 멀 때 — 에너지 ≈ 0 (기준선), 결합이 없다.

두 원자는 서로의 전자·핵을 거의 느끼지 못한다. 인력도 반발도 사실상 없으므로 계의 에너지는 두 원자가 따로 있을 때의 값과 같고, 곡선은 0 에 접근한다. 거리가 조금 줄기 시작하면 한쪽 핵이 다른 쪽 전자를 끌어당기는 인력이 먼저 나타나므로 에너지는 서서히 감소한다.

(2) 결합 길이와 같을 때 — 에너지가 최저, 그 깊이가 결합 에너지(570 kJ/mol)이다.

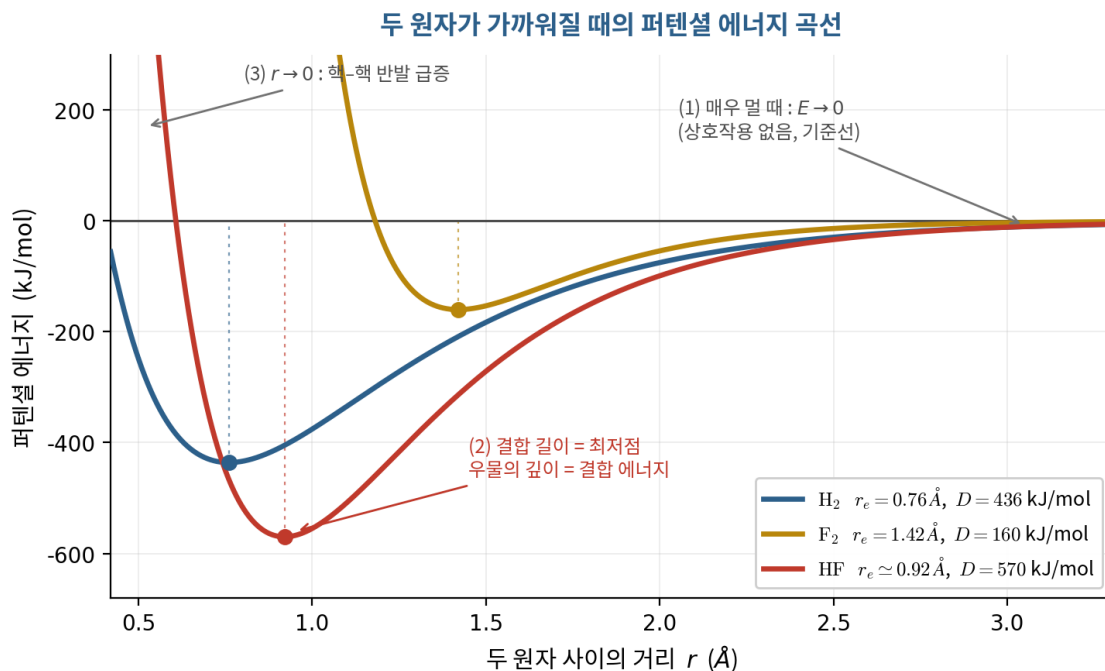
거리가 줄어들면 (핵)-(상대 원자의 전자) 인력과 (핵)-(핵)-(내부 전자)-(내부 전자) 반발이 함께 커진다. 두 효과가 균형을 이루는 지점에서 에너지가 극소가 되고, 그 위치가 결합 길이, 그 깊이가 결합 에너지이다. 즉 곡선의 최저점을 기준선까지 다시 끌어올리는 데 필요한 에너지가 결합을 끊는 데 드는 에너지이다.

• **깊이** — $D(HF) = 570 > D(H_2) = 436 > D(F_2) = 160$ 이므로 우물의 깊이는 HF 가 가장 깊고 F_2 가 가장 얇다.

• **위치** — 주어진 결합 길이로부터 원자 반지름을 추정하면 $r(H) = 0.76/2 = 0.38 \text{ \AA}$, $r(F) = 1.42/2 = 0.71 \text{ \AA}$ 이므로 단순한 합은 $1.09 \text{ \AA}$ 이다. 그러나 실제 HF 의 결합 길이는 이보다 짧은 약 $0.92 \text{ \AA}$ 인데, 이 역시 큰 전기음성도 차에서 오는 이온성 기여가 두 원자를 더 강하게 끌어당기기 때문이다. 결국 HF 의 우물은 **가장 깊으면서 가장 좁게** 그려진다.

(3) 거리가 0 에 가까울 때 — 에너지가 급격히 증가한다(발산).

두 원자핵이 겹칠 만큼 가까워지면 +1 과 +9 의 두 양전하 사이의 쿨롱 반발이 $1/r$ 로 커지고, 여기에 내부 껍질 전자들이 같은 공간을 차지할 수 없다는 파울리 배타 원리에 따른 반발까지 더해진다. 이 반발항은 인력항보다 훨씬 빠르게 커지므로 곡선은 최저점을 지나면서 가파르게 위로 치솟는다.



[도해] $H_2 \cdot F_2 \cdot HF$ 의 퍼텐셜 에너지 곡선 — 우물의 깊이가 결합 에너지, 최저점의 위치가 결합 길이에 대응한다

(1-4)(1) $I_2 > Br_2 > Cl_2$

세 물질은 모두 같은 원자 두 개로 이루어진 **무극성** 이원자 분자이므로 쌍극자-쌍극자 인력이나 수소 결합은 작용하지 않고, 분자 사이에는 오직 **분산력(런던 힘)** 만 존재한다. 끓는점은 분자 하나를 액체에서 떼어내는 데 필요한 에너지, 곧 분자 간 힘의 세기로 결정된다.

분산력은 전자 구름이 순간적으로 치우쳐 생기는 순간 쌍극자 사이의 인력이므로, 전자 구름이 크고 느슨할수록(분극률이 클수록) 강하다. 원자 번호가 $Cl(17) < Br(35) < I(53)$ 순으로 커지면

- 분자당 전자 수가 $34 < 70 < 106$ 으로 늘고,
- 최외각 전자가 들어 있는 껍질이 커져 전자가 핵에 덜 강하게 붙들리므로 전자 구름이 더 쉽게 일그러진다.

따라서 분극률과 분산력이 커지고 끓는점도 같은 순서로 높아진다.

끓는점: $I_2 > Br_2 > Cl_2$

실온·1기압에서 Cl_2 는 기체, Br_2 는 액체, I_2 는 고체인 것도 같은 이유이다.

(1-4)(2) 화합물 A(시스형) > 화합물 B(트랜스형)

두 화합물은 $C_2H_2Cl_2$, 즉 1,2-다이클로로에텐의 기하 이성질체이다. 이중 결합은 자유 회전이 불가능하므로 두 Cl의 배열이 고정되어 서로 다른 두 물질이 된다. 분자식이 같아 분자량과 전자 수가 동일하므로 **분산력은 사실상 같고**, 차이는 오직 분자 전체의 극성에서 생긴다.

Cl(전기음성도 3.0)은 C(2.5)보다 전기음성도가 크므로 각 C-Cl 결합은 Cl 쪽이 δ^- 인 결합 쌍극자를 가진다. 분자 전체의 쌍극자 모멘트는 이 결합 쌍극자들의 벡터 합이다.

- **화합물 A (시스형)** — 두 Cl이 이중 결합의 같은 쪽에 있으므로 두 결합 쌍극자가 서로 같은 방향 성분을 가져 상쇄되지 않는다. 알짜 쌍극자 모멘트 $\mu \neq 0$ 인 **극성 분자**이다.
- **화합물 B (트랜스형)** — 두 Cl이 반대쪽에 있어 분자가 대칭 중심을 가진다. 두 결합 쌍극자가 크기는 같고 방향이 정반대여서 완전히 상쇄되므로 $\mu = 0$ 인 **무극성 분자**이다.

따라서 A에는 분산력에 더해 **쌍극자-쌍극자 인력**이 추가로 작용하여 분자 간 힘이 더 크고, 액체에서 분자를 떼어내기가 더 어렵다.

끓는점: 화합물 A(시스형) > 화합물 B(트랜스형)

실제 끓는점은 시스형 약 $60^\circ C$, 트랜스형 약 $48^\circ C$ 이다. 반대로 녹는점은 대칭성이 높아 결정 격자에 촘촘히 쌓이는 트랜스형이 더 높는데, 이는 액체에서의 분자 간 힘이 아니라 고체의 쌓임 효율이 지배하는 별개의 문제이다.

(1-5) 전제 — 한 오비탈에 전자가 최대 4개까지 들어간다

파울리 배타 원리는 “한 원자 안의 두 전자가 네 양자수를 모두 같게 가질 수 없다”는 것이다. 현실 세계에서는 스핀 자기 양자수가 두 가지뿐이므로 (n, l, m_l) 이 같은 하나의 오비탈에 전자가 최대 2개 들어간다. 가상 세계에서는 스핀 자기 양자수가 네 가지이므로 같은 오비탈에 전자가 **최대 4개**까지 들어갈 수 있다. 그 결과 각 부껍질의 수용 능력이 모두 두 배가 된다.

부껍질	오비탈 수	현실 세계 최대 전자 수	가상 세계 최대 전자 수
<i>s</i>	1	2	4
<i>p</i>	3	6	12
<i>d</i>	5	10	20

쌓음 원리(에너지가 낮은 오비탈부터)와 훈트 규칙(에너지가 같은 오비탈에는 먼저 하나씩)은 그대로 적용된다.

(1-5)(1) $1s^4 2s^4 2p^1$

플루오린은 원자 번호가 9이므로 전자가 9개이다. 에너지가 낮은 오비탈부터 채우면

$1s$ 에 4개 (누적 4) $\rightarrow 2s$ 에 4개 (누적 8) $\rightarrow$ 남은 1개가 $2p$ 로

가 되고, $2p$ 의 세 오비탈은 에너지가 같으므로 훈트 규칙에 따라 마지막 전자는 그중 하나에 홀로 들어간다.

가상 세계의 F: $1s^4 2s^4 2p^1$ (현실 세계: $1s^2 2s^2 2p^5$)

현실에서 F는 최외각이 하나만 비어 전자를 얻어 F^- 가 되기 쉬운 원소이지만, 가상 세계의 F는 $2p$ 열두 자리 중 한 자리만 채운 상태여서 오히려 최외각이 거의 비어 있는 원소가 된다.

(1-5)(2) 20번까지가 단 2개의 주기에 들어가고, 2주기는 16개의 족으로 이루어진다

주기의 길이는 그 주기에서 채워지는 오비탈의 총 수용 전자 수와 같고, 족은 원자가 전자 수(같은 최외각 배치)로 정해진다. 가상 세계에서 각 주기의 길이는

- **1주기** — $1s$ 뿐이므로 4 개. 원자 번호 1-4 (H, He, Li, Be).
- **2주기** — $2s(4) + 2p(12) = 16$ 개. 원자 번호 5-20 (B ~ Ca).

현실 세계에서는 20번까지 가려면 $2 + 8 + 8 + 2$ 로 4개 주기가 필요하지만, 가상 세계에서는 **2개 주기로 끝난다**.

족	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16
1주기	H	He	Li	Be												
2주기	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca

가상 세계의 주기율표(원자 번호 20까지). 음영은 최외각이 완전히 채워진 원소

- **비활성 기체의 자리가 바뀐다** — 최외각이 꽉 차는 것은 $1s^4$ 인 Be(4번)과 $2s^4 2p^{12}$ 인 Ca(20번)이다. 즉 현실에서 2족 금속인 Be와 Ca가 가상 세계에서는 안정한 닫힌 껍질을 가진 비활성 기체 역할을 하고, 현실의 He·Ne·Ar은 더 이상 비활성 기체가 아니다. (Be는 s^4 자리에 놓이지만 실제로는 닫힌 껍질이므로, 현실에서 He를 2족이 아니라 18족에 두는 것과 같은 사정이 생긴다.)
- **족이 통째로 밀린다** — 족은 원자가 전자 수로 정해지므로 B(5번)가 원자가 전자 1개인 1족, C(6번)가 2족, ..., Ca(20번)가 16족이 된다. 현실에서 1족이던 Li(3번)·Na(11번)는 가상 세계에서 각각 1주기 3족·2주기 7족으로 흩어져 더 이상 같은 족이 아니다.
- **주기가 훨씬 길어진다** — 현실에서 2주기(8칸)와 3주기(8칸)로 나뉘어 있던 Li~Ar 영역이 가상 세계에서는 하나의 긴 2주기(16칸) 안에 흡수된다. 원자 반지름·이온화 에너지 같은 주기적 성질도 8칸이 아니라 16칸을 주기로 반복하게 된다.

(1-5)(3) 전체적으로 증가하는 큰 경향은 같지만, 급감 지점과 소폭 감소 지점의 위치가 모두 뒤로 밀린다

먼저 두 세계에서 H~Ne의 전자 배치를 나란히 놓고 비교한다.

원자 번호	1 H	2 He	3 Li	4 Be	5 B
현실	$1s^1$	$1s^2$	$2s^1$	$2s^2$	$2p^1$
가상	$1s^1$	$1s^2$	$1s^3$	$1s^4$	$2s^1$
원자 번호	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
현실	$2p^2$	$2p^3$	$2p^4$	$2p^5$	$2p^6$
가상	$2s^2$	$2s^3$	$2s^4$	$2p^1$	$2p^2$

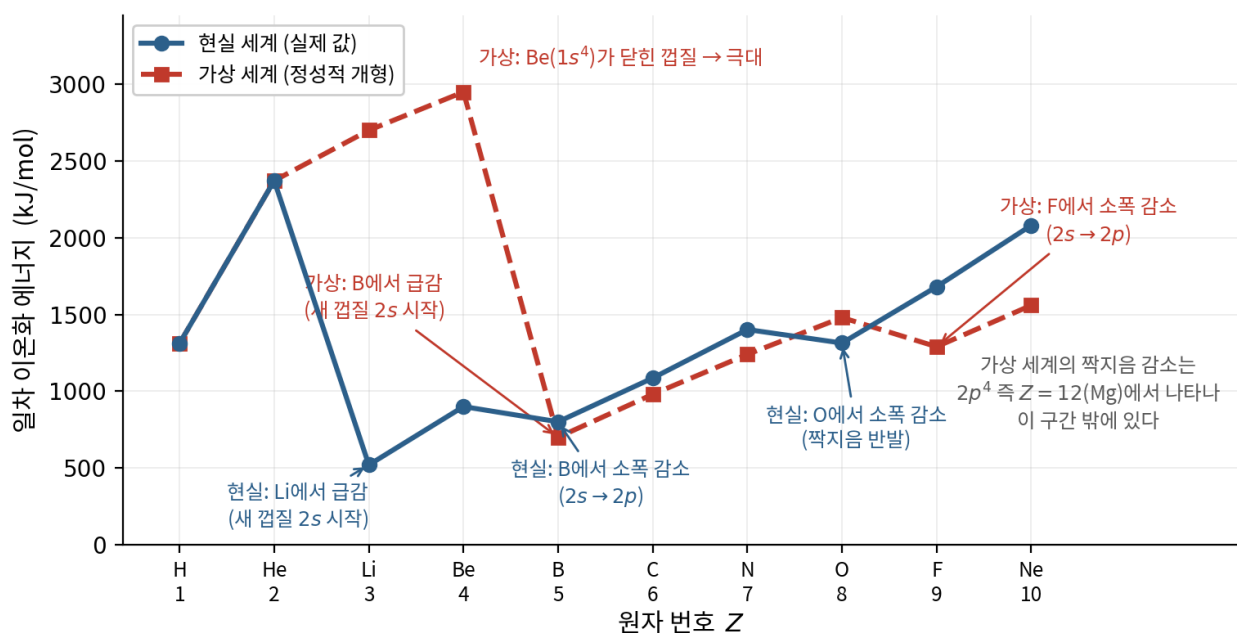
(가상 세계 5번 이후는 모두 $1s^4$ 를 안쪽 껍질로 가진다.)

일차 이온화 에너지의 증감은 다음 세 가지 요인으로 설명된다: ① 같은 껍질을 채우는 동안에는 유효 핵전하가 커져 **증가**, ② 새 껍질이 시작되면 핵에서 멀어지고 안쪽 전자의 가려마기가 커져 **급감**, ③ 같은 껍질 안에서도 $s \rightarrow p$ 로 넘어가거나 한 오비탈에 전자가 짝지어지기 시작하면 **소폭 감소**. 이 요인들은 가상 세계에서도 그대로 작동하되, 각 배치가 나타나는 원자 번호가 달라진다.

변화 요인	현실 세계	가상 세계
새 껍질 시작에 의한 급감	Li ($Z = 3$)	B ($Z = 5$)
$s \rightarrow p$ 에 의한 소폭 감소	B ($Z = 5$)	F ($Z = 9$)
짝지음 반발에 의한 소폭 감소	O ($Z = 8, 2p^4$)	$2p^4$ 는 $Z = 12 \rightarrow$ 구간 밖
구간 내 최댓값	Ne ($Z = 10, 2p^6$ 닫힘)	Be ($Z = 4, 1s^4$ 닫힘)

- $Z = 1 \sim 4$ — 가상 세계에서는 네 원소가 모두 $1s$ 를 채우므로 핵전하가 커지는 만큼 이온화 에너지가 계속 증가하고, $1s^4$ 로 껍질이 닫히는 Be에서 이 구간의 최댓값을 가진다. 현실에서는 He 다음의 Li부터 이미 $2s$ 로 넘어가므로 급감이 $Z = 3$ 에서 일어난다.
- $Z = 5$ — 가상 세계의 B는 $2s^1$, 즉 새 껍질의 첫 전자를 떼는 상황이다. 안쪽 $1s^4$ 전자 4개의 가려막기까지 받아 유효 핵전하가 매우 작아지므로 이온화 에너지가 크게 떨어진다. 현실에서 Li이 겪는 급감이 두 칸 뒤로 밀린 셈이다.
- $Z = 6 \sim 8$ — $2s$ 를 계속 채우므로 다시 단조 증가한다.
- $Z = 9$ — F에서 $2s$ 가 다 차고 $2p$ 가 시작된다. $2p$ 는 $2s$ 보다 에너지가 높고 $2s^4$ 에 의해 가려막기되므로 이온화 에너지가 소폭 감소한다. 현실에서 B가 보이는 요철이 F로 옮겨온 것이다.
- **짝지음에 의한 감소는 사라진다** — 훈트 규칙에 따라 $2p$ 의 세 오비탈에는 전자가 하나씩 먼저 들어가므로, 같은 오비탈에 두 번째 전자가 들어가 반발이 커지는 것은 $2p^4$ 부터이다. 이는 $Z = 12$ (Mg)에 해당하여 H~Ne 구간을 벗어난다. 따라서 현실에서 O에 나타나던 소폭 감소가 이 구간에서는 관찰되지 않는다.
- **Ne은 더 이상 특별하지 않다** — 현실의 Ne은 $2p^6$ 으로 껍질이 닫혀 이 구간의 최댓값을 갖지만, 가상 세계의 Ne은 $2p^{12}$ 중 두 자리만 채운 $2p^2$ 이어서 이온화 에너지가 상대적으로 작다.

H 부터 Ne 까지의 일차 이온화 에너지 — 감소가 나타나는 위치가 옮겨간다



[도해] 두 세계의 일차 이온화 에너지 개형 비교 — 급감과 요철의 위치가 각각 두 칸·네 칸씩 뒤로 밀린다

문제 2 반투막을 통한 삼투 현상과 중화 반응

반트호프 식 · 총괄성 · 중화열 · 강산과 약산

풀이의 공통 기준 — 묶은 용액의 삼투압은 반트호프 식

$$\pi = iMRT$$

로 주어진다. 여기서 M 은 용질의 몰 농도, i 는 **반트호프 인자**(용질 1개가 실제로 만들어 내는 용액 속 입자 수), T 는 절대 온도이다. 전해질이 ν 개의 이온으로 나뉘고 해리도가 α 일 때

$$i = 1 + \alpha(\nu - 1)$$

$\alpha = 1$ (완전 해리)이면 $i = \nu$, $\alpha \approx 0$ (거의 해리 안 함)이면 $i \approx 1$ 이다.

각 용질에 대해 $\nu = 2$ 이므로

용질	해리	해리도 α	반트호프 인자 i
NaOH (강염기)	$\text{Na}^+ + \text{OH}^-$	≈ 1	≈ 2
HCl (강산)	$\text{H}^+ + \text{Cl}^-$	≈ 1	≈ 2
NaCl (강산·강염기의 염)	$\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$	≈ 1	≈ 2
CH_3COONa (약산·강염기의 염)	$\text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	≈ 1	$2 + \alpha_h$ (가수분해)
CH_3COOH (약산)	$\text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$\ll 1$	≈ 1

여기서 α_h 는 아세트산 이온의 **가수분해도**이다. 아세트산 나트륨은 강전해질이라 완전히 해리되지만, 생성된 CH_3COO^- 는 약산의 짝염기이므로 물과 반응해 입자를 하나 더 만들어 낸다. 이 항이 2-4의 답을 결정한다.

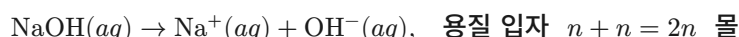
핵심은 삼투압이 **총괄성**이라는 점이다. 용질 입자의 종류가 무엇인지는 상관없고 오직 **입자의 개수**와 **온도**만이 삼투압을 결정한다. 용기 B는 순수한 물이므로 삼투압에 기여하지 않고, 반투막은 물만 통과시키므로 용기 A의 용질 입자는 밖으로 빠져나가지 못한다. 또한 문제의 가정에 따라 첨가한 산과 생성된 물에 의한 **부피 증가를 무시**하므로 용기 A의 부피는 일정하다. 따라서

$$P \propto \frac{(\text{용기 A 속 용질 입자의 총 몰수}) \times T}{\text{용기 A의 부피}} \quad (\text{부피 일정})$$

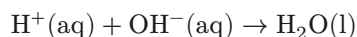
로 두고, 각 구간에서 (i) 입자 수가 어떻게 변하는지, (ii) 온도가 어떻게 변하는지 두 가지만 따지면 된다.

(2-1) P 는 변하지 않고 일정하게 유지된다 ($P_1 = P_0$)

처음 용기 A에 NaOH 가 n 몰 들어 있다고 하자. 강염기이므로 완전히 해리되어



이다. 여기에 HCl 을 x 몰 넣으면($x = cV$, c 는 $\text{HCl}(aq)$ 의 농도) 강산도 완전히 해리되어 H^+ 와 Cl^- 를 x 몰씩 내놓고, H^+ 는 곧바로 OH^- 와 중화한다.



- 생성된 H_2O 는 **용매**이지 용질 입자가 아니므로 삼투압에 기여하지 않는다.
- Na^+ 는 반응에 참여하지 않는 구경꾼 이온이므로 n 몰 그대로이다.

x 몰을 넣은 시점에서 용기 A 속 용질 입자를 세어 보면

시점	Na^+	OH^-	Cl^-	총 입자 (몰)
$V = 0$	n	n	0	$2n$
$0 < V < V_1$	n	$n - x$	x	$2n$
$V = V_1$ ($x = n$)	n	0	n	$2n$

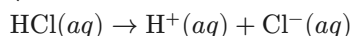
즉 중화가 진행되면서 OH^- 한 개가 사라지는 대신 Cl^- 한 개가 새로 들어오는 **1 : 1 치환**이 일어날 뿐이어서, 용질 입자의 총수는 $2n$ 으로 전혀 변하지 않는다. 부피도 일정하고 항온 수조가 온도를 붙들고 있으므로 iM 과 T 가 모두 그대로이다.

$$P = \frac{2n}{V_A}RT = P_0 \quad (0 < V < V_1 \text{ 에서 일정}), \quad \therefore P_1 = P_0$$

용기 A의 용액은 NaOH 수용액에서 NaCl 수용액으로 조성이 바뀌지만, 삼투압은 용질의 종류가 아니라 입자 수로 결정되는 총괄성이므로 값이 달라지지 않는 것이다.

(2-2) P 는 V 에 비례하여 선형으로 증가한다 — $P = P_0 \cdot V/V_1$

$V = V_1$ 에서 OH^- 가 모두 소모되었으므로, 그 뒤에 넣는 HCl 은 중화될 상대가 없다. 강산이므로 완전히 이온화하여 H^+ 와 Cl^- 를 그대로 용액에 추가한다($i = 2$).



$x = cV \geq n$ 일 때 입자를 세면

$$\underbrace{n}_{\text{Na}^+} + \underbrace{x}_{\text{Cl}^-} + \underbrace{x-n}_{\text{H}^+} = 2x \text{ 몰}$$

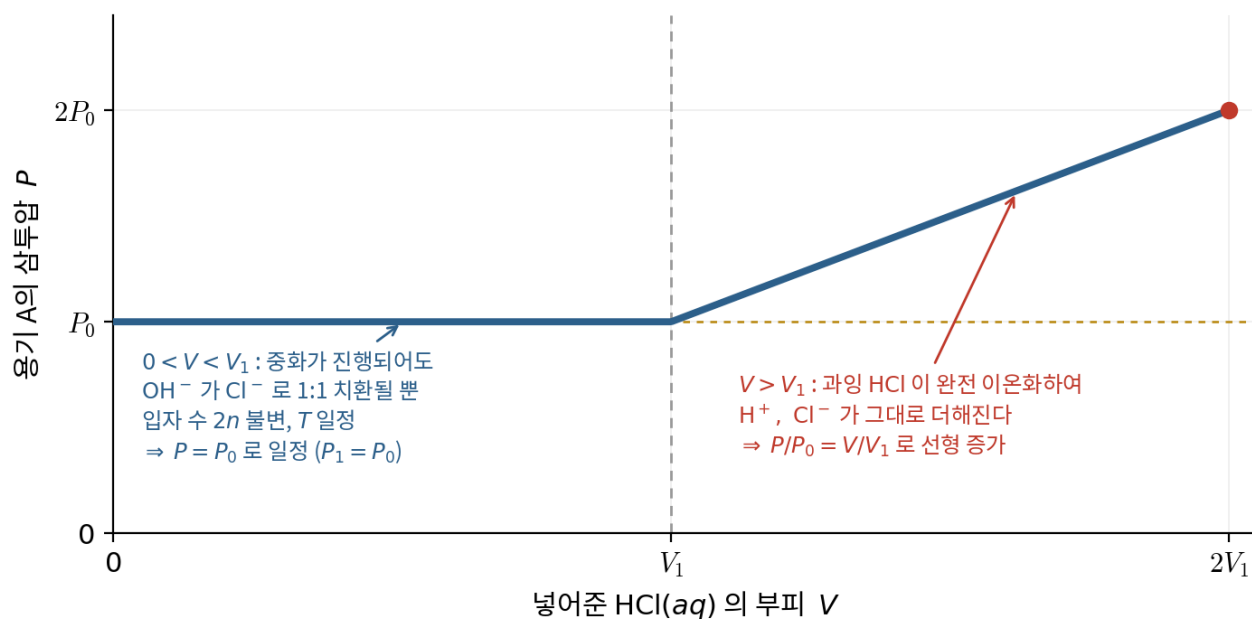
이다. 따라서 총 입자 수는 넣어준 산의 몰수 x 에, 곧 부피 V 에 정비례한다. 온도와 부피가 일정하므로

$$\frac{P}{P_0} = \frac{2x}{2n} = \frac{x}{n} = \frac{V}{V_1} \quad (V \geq V_1)$$

예를 들어 $V = 2V_1$ 이면 삼투압은 P_0 의 2배가 된다.

정리하면 $0 < V < V_1$ 에서는 수평이던 그래프가 $V = V_1$ 을 지나면서 기울기 P_0/V_1 의 직선으로 꺾여 올라간다. $V = V_1$ 은 삼투압이 변하기 시작하는 꺾인점이므로, 거꾸로 삼투압을 측정해 중화점을 찾을 수도 있다.

항온 수조가 있을 때 (T 일정) — 문제 2-1 · 2-2

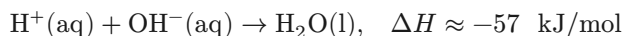


[도해] 항온 수조가 있을 때의 P - V 관계 — 중화 완결 전에는 일정, 완결 후에는 선형 증가

(2-3) V 가 증가함에 따라 P 가 증가한다 (2-1과 달라지는 이유는 온도)

항온 수조를 제거해도 **용질 입자 수의 변화는 2-1과 완전히 같다**. OH^- 가 Cl^- 로 1 : 1 치환되어 총 입자 수는 여전히 $2n$ 몰로 일정하다. 달라지는 것은 온도뿐이다.

중화 반응은 대표적인 발열 반응이다.



항온 수조가 있을 때는 이 열이 수조로 빠져나가 온도가 유지되었지만, 수조를 제거하면 열이 그대로 용액에 쌓여 온도가 올라간다. 방출되는 열은 중화된 물수 $x = cV$ 에 비례하므로, 용액의 질량을 m , 비열을 c_s 라 하면

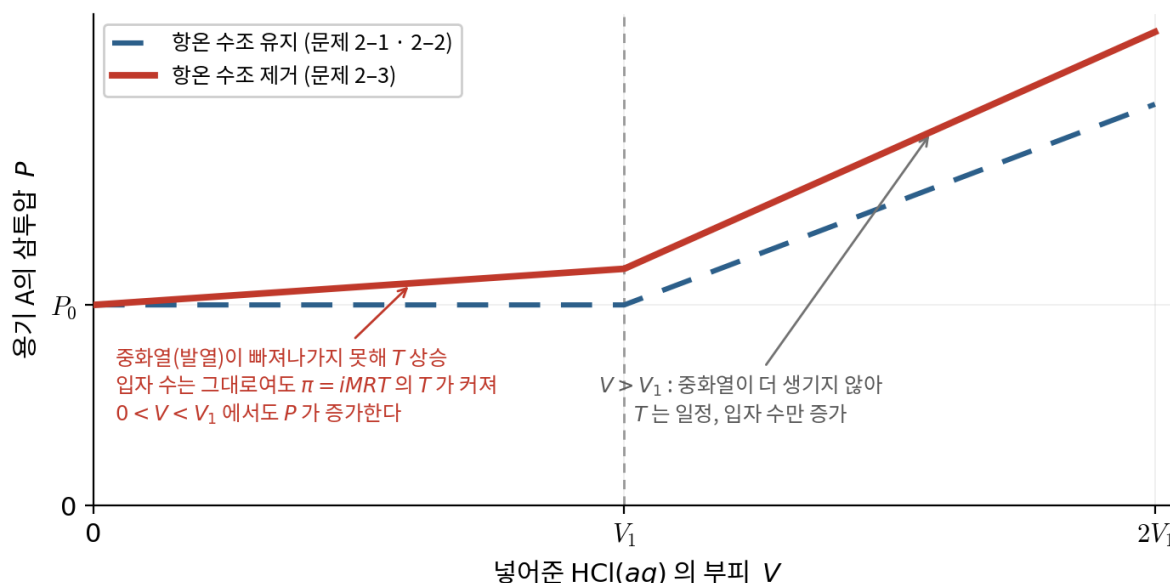
$$\Delta T = \frac{|\Delta H| \cdot cV}{mc_s} \propto V$$

로 온도는 V 에 거의 정비례하여 상승한다. 반트호프 식에서 iM 은 그대로이고 T 만 커지므로

$$P(V) = \frac{2n}{V_A} R(T_0 + \Delta T(V)) = P_0 \left(1 + \frac{\Delta T(V)}{T_0} \right)$$

$\Delta T \propto V$ 이므로 P 는 V 에 대해 거의 선형으로 **증가**하며, $V = V_1$ 에서 $P_1 > P_0$ 가 된다.

- **2-1과의 차이** — 입자 수 효과는 완전히 동일하고 오직 온도 효과만 추가되었다. 항온 수조가 있을 때 “일정”이던 것이 “증가”로 바뀌는 것이 두 문항의 유일한 차이이다.
- **변화의 크기** — 문제에서 용액이 충분히 묽다고 했으므로 발생하는 열도 적다. 예컨대 0.1 M 용액 1 L 를 완전히 중화시키면 약 5.7 kJ 이 발생하여 온도는 1 °C 남짓 오르고, 절대 온도로는 298 → 299 K 정도이므로 삼투압의 증가율은 0.5% 수준이다. 즉 **뚜렷하지는 않지만 분명히 증가**하는 완만한 증가이다.
- **$V > V_1$ 에서는** 더 이상 중화가 일어나지 않아 열이 추가로 발생하지 않으므로 온도는 올라간 값에서 멈추고, 그 뒤의 증가는 2-2와 같이 입자 수 증가만으로 일어난다.

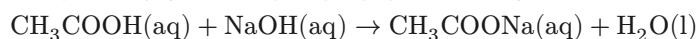
항온 수조를 제거하면 — 문제 2-3

[도해] 항온 수조 유무의 비교 — 온도 효과는 실제로는 수 % 수준이나 보기 쉽도록 과장하여 그렸다

(2-4) $P_2 > P_0$ — 아세트산 이온의 가수분해로 용질 입자 수가 늘어나기 때문

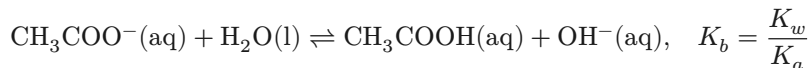
이 실험은 항온 수조 안에서 이루어지므로 온도는 T_0 로 고정되어 있다. 따라서 P_2 와 P_0 의 차이는 오직 용기 A 속 **용질 입자 수**의 차이에서만 올 수 있다.

아세트산은 약산이지만 NaOH 가 강염기이므로 중화 반응 자체는 완결된다.



$V = V_2$ 에서 두 물질의 몰수가 같아지므로 NaOH 와 CH_3COOH 가 모두 소모되고 아세트산 나트륨 n 몰만 남는다. 여기까지는 (2-1)의 NaCl 과 똑같이 $\text{Na}^+ n$ 몰 + $\text{CH}_3\text{COO}^- n$ 몰 = $2n$ 몰로 보인다. **결정적인 차이는 그다음에 있다.**

Cl^- 는 강산의 짝염기여서 물과 반응하지 않지만, CH_3COO^- 는 **약산의 짝염기**이므로 물로부터 양성자를 빼앗는 **가수분해**를 일으킨다.



이 반응이 핵심이다. **용매인 물은 삼투압에 세지 않는데**, 반응물 쪽 용질 입자 1개(CH_3COO^-)가 생성물 쪽 용질 입자 2개(CH_3COOH 와 OH^-)로 바뀐다. 즉 가수분해가 일어난 만큼 **용질 입자의 총수가 늘어난다**.

가수분해도를 α_h 라 하면 CH_3COO^- n 몰이 만들어 내는 입자는



이므로, 아세트산 이온 1개가 실제로는 $i = 1 + \alpha_h > 1$ 개의 입자 몫을 한다. 두 시점의 용질 입자를 세어 비교하면

시점	용액의 조성	용질 입자 (몰)	온도
$V = 0$	NaOH n 몰	$n + n = 2n$	T_0
$V = V_2$	CH_3COONa n 몰	$n + n(1 + \alpha_h) = n(2 + \alpha_h)$	T_0 (항온)

부피와 온도가 모두 일정하므로 삼투압의 비는 입자 수의 비 그대로이다.

$$\frac{P_2}{P_0} = \frac{n(2 + \alpha_h)}{2n} = 1 + \frac{\alpha_h}{2} > 1 \Rightarrow P_2 > P_0$$

- **부호는 확실하다** — $\alpha_h > 0$ 인 한 부등호는 반드시 성립한다. 아세트산이 **약산**이라는 사실, 곧 그 짝염기가 물과 반응할 수 있다는 사실이 $P_2 > P_0$ 를 만드는 유일한 원인이다.
- **크기는 작다** — $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) \approx 1.8 \times 10^{-5}$ 이므로 $K_b = K_w/K_a \approx 5.6 \times 10^{-10}$ 이고, 0.1 M 정도의 용액이라면 $\alpha_h = \sqrt{K_b/c} \approx 7 \times 10^{-5}$ 이다. 따라서 증가폭은 0.01% 에도 못 미치는 미소한 값이다. 그러나 총괄성은 입자 수만을 세므로, 미소하더라도 **증가한다는 방향 자체는 분명하다**.
- **(2-1)과의 대비** — 강산 HCl 을 썼을 때는 $\text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^-$ 의 1 : 1 치환뿐이어서 입자 수가 정확히 $2n$ 으로 유지되고 $P_1 = P_0$ 였다. 약산을 쓰면 중화점에서 만들어지는 염이 가수분해성 짝염기를 내놓기 때문에 같은 자리에서 입자 수가 늘고, 그래서 $P_2 > P_0$ 로 갈린다. 두 문항의 차이는 온도가 아니라 **짝염기의 성질**에서 온다.

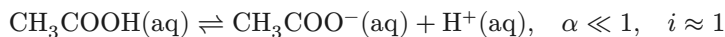
(2-5) P 는 증가하지만, 2-2(강산)에 비해 증가 기울기가 약 절반으로 완만하다

$V > V_2$ 에서는 중화가 끝났으므로 넣어준 산이 그대로 용액에 남는다. 온도는 항온 수조가 잡아 주므로 두 경우 모두 일정하고, 차이는 오직 **강산과 약산이 만들어 내는 입자 수**에서 나온다. 넣어준 산의 몰수를 $x (> n)$ 라 하고 두 경우를 나란히 비교한다.

강산 HCl (2-2) 완전히 이온화하므로 $\alpha \approx 1, i \approx 2$ 이다. 산 1몰이 H^+ 1몰과 Cl^- 1몰, 즉 **입자 2몰**을 더한다.

$$\text{총 입자} = 2n + 2(x - n) = 2x \rightarrow \frac{P}{P_0} = \frac{V}{V_1}$$

약산 CH_3COOH (2-5) 이온화 상수가 작아 대부분 분자 상태로 남는다.



더구나 $V > V_2$ 인 용액에는 중화로 생긴 CH_3COO^- 가 이미 n 몰이나 들어 있다. **공통 이온 효과**에 의해 위 평형이 왼쪽으로 밀리므로, 새로 넣는 아세트산의 이온화도는 순수한 아세트산 수 용액에서보다도 더 작아져 사실상 0 에 가깝다. 즉 산 1몰이 분자 1개로서 **입자 1몰만** 더한다.

$$\text{총 입자} \approx \underbrace{n}_{\text{Na}^+} + \underbrace{x}_{\text{아세트산 화학종}} = n + x \rightarrow \frac{P}{P_0} \approx \frac{1}{2} \left(1 + \frac{V}{V_2} \right)$$

- **2-4와의 연결** — 위 식은 가수분해에 의한 $O(\alpha_h)$ 의 미소항을 버린 근사이다. 실제로는 산이 조금이라도 과량이 되는 순간 넣어준 CH_3COOH 가 가수분해로 생긴 OH^- 를 없애 버리므로 그 항은 곧 사라진다. 두 결과를 이어 보면 삼투압은 $V = V_2$ 에서 $P_2 = P_0(1 + \alpha_h/2)$ 라는 미세한 봉우리를 지난 뒤, $V > V_2$ 에서 위 직선을 따라 올라간다. 근사식에 $V = V_2$ 를 넣으면 $P = P_0$ 가 나오는데, 이는 2-4의 결과에서 $\alpha_h/2 \approx 4 \times 10^{-5}$ 를 버린 값이므로 두 답은 α_h 의 정밀도 안에서 서로 정합한다.

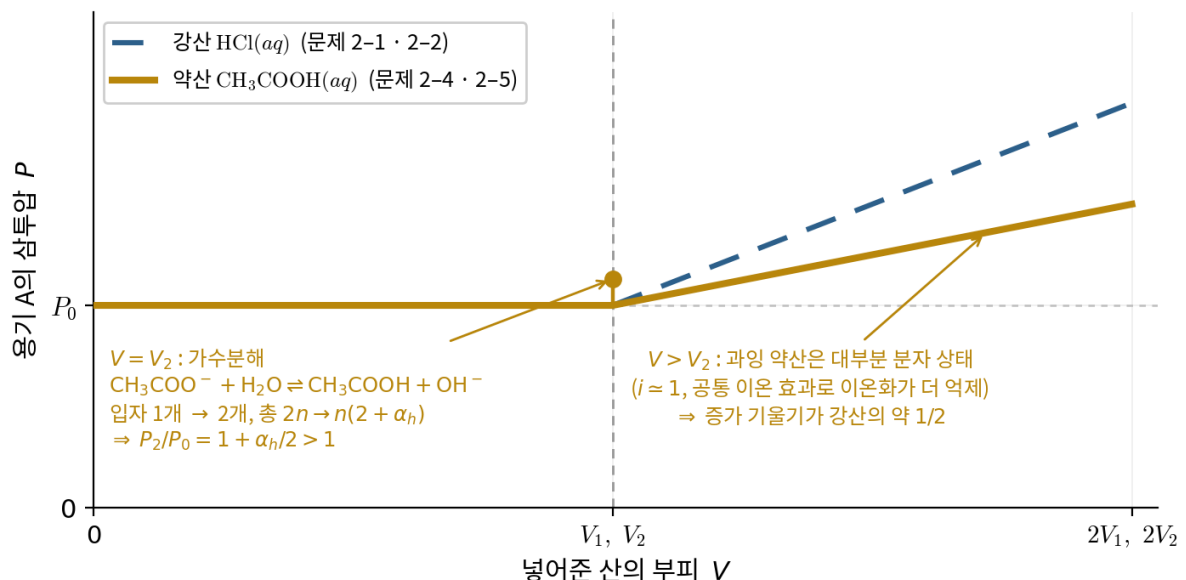
$$\frac{\text{약산의 기울기}}{\text{강산의 기울기}} = \frac{(dP/dV)_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{(dP/dV)_{\text{HCl}}} \approx \frac{1}{2}$$

예를 들어 $V = 2V_2$ 에서 강산은 $P = 2P_0$ 까지 오르지. 같은 부피의 약산은 $P \approx 1.5P_0$ 에 그친다.

- **증가는 한다** — 삼투압은 총괄성이므로 이온이든 중성 분자든 용질 입자 1개는 똑같이 1개로 센다. 이온화하지 않은 CH_3COOH 분자도 어엿한 용질 입자이므로 넣을수록 삼투압은 분명히 증가한다.
- **다만 완만하다** — 같은 몰수를 넣어도 강산은 이온 2개, 약산은 분자 1개를 더하므로 입자 수 증가율이 절반이다. 이것이 두 그래프의 기울기 차이를 만든다.
- **온도 효과는 두 경우 모두 없다** — 2-2와 2-5는 모두 항온 수조 안에서 수행한 실험이므로 온도는 T_0 로 고정되어 있다. 따라서 $V > V_1, V > V_2$ 구간의 기울기 차이는 전적으로 입자 수 증가율의 차이에서 온다.

구간	입자 수	온도	삼투압 P	문항
$0 < V < V_1$ (강산, 항온 O)	불변 $2n$	일정	일정 ($P_1 = P_0$)	2-1
$V > V_1$ (강산, 항온 O)	$2x$ 로 증가	일정	선형 증가 (V/V_1 배)	2-2
$0 < V < V_1$ (강산, 항온 X)	불변 $2n$	상승	증가	2-3
$V = V_2$ (약산, 항온 O)	$n(2 + \alpha_h)$ 로 증가	일정	$P_2 > P_0$	2-4
$V > V_2$ (약산, 항온 O)	$n + x$ 로 증가	일정	완만히 증가 (기울기 1/2)	2-5

항온 수조 안에서 강산과 약산의 비교 — 문제 2-4 · 2-5



[도해] 항온 수조 안에서 강산과 약산의 비교 — 중화점에서는 가수분해로 $P_2 > P_0$ 가 되고(그림에서는 과장하여 표시), 그 뒤에는 이온화가 거의 일어나지 않아 증가 기울기가 절반 수준이다

2023학년도 · 해설편

문제 1 반응 엔탈피와 화학 평형
문제 2 상태 변화와 가열 곡선

단원 반응과 에너지 · 평형·반응 속도 · 상태·용액
핵심 개념 표준 생성 엔탈피와 헤스 법칙, 평균 결합 에너지, 화학 평형 상수와 르 샤틀리에 원리, 상태 변화와 가열 곡선(잠열), 비열과 열용량, 전기음성도와 수소 결합, 상변화를 이용한 온도 유지
문항 수 2문항 (소문항 8개)

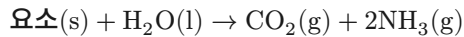
II. 예시답안

문제 1 반응 엔탈피와 화학 평형

헤스 법칙 · 평균 결합 에너지 · 르 샤틀리에 원리

(1-1) $\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ} = +134 \text{ kJ/mol}$ (흡열 반응)

먼저 반응식의 계수를 확인한다. 요소의 분자식은 $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, 즉 $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$ 이므로 좌변은 H_2O 를 합쳐 C 1, H 6, N 2, O 2 개이다. 우변에서 C 1개는 CO_2 1분자로, N 2개는 NH_3 2분자로 가야 하며, 이때 우변의 H는 $2 \times 3 = 6$ 개, O는 2 개가 되어 좌변과 정확히 일치한다. 따라서 NH_3 앞의 계수 2가 결정된다.



엔탈피는 상태 함수이므로 반응 경로에 무관하다(헤스 법칙). “흡원소 물질 → 반응물 → 생성물” 과 “흡원소 물질 → 생성물” 의 두 경로를 비교하면, 반응 엔탈피는 계수를 곱한 표준 생성 엔탈피의 차로 주어진다.

$$\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ} = \sum \nu_i \Delta H_f^{\circ}(\text{생성물}) - \sum \nu_j \Delta H_f^{\circ}(\text{반응물})$$

각 항을 대입하면

$$\sum(\text{생성물}) = \Delta H_f^{\circ}(\text{CO}_2, \text{g}) + 2\Delta H_f^{\circ}(\text{NH}_3, \text{g}) = (-394) + 2(-46) = -486 \text{ kJ/mol},$$

$$\sum(\text{반응물}) = \Delta H_f^{\circ}(\text{요소, s}) + \Delta H_f^{\circ}(\text{H}_2\text{O, l}) = (-334) + (-286) = -620 \text{ kJ/mol}$$

이므로

$$\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ} = (-486) - (-620) = +134 \text{ kJ/mol}$$

값이 양수이므로 이 분해 반응은 **흡열 반응**이다. 생성물 쪽의 엔탈피가 반응물 쪽보다 134 kJ/mol 만큼 높으므로 상온에서는 저절로 잘 진행되지 않고, 온도를 높여 주면 (1-3의 평형에서) 정반응 쪽이 유리해진다.

(1-2)(1) $\Delta H = +8 \text{ kJ/mol}$

결합 에너지는 **기체 상태에서 결합 1몰을 끊는 데 필요한 에너지**로 정의되므로 항상 양수이고, 결합이 생길 때는 같은 크기만큼 열이 방출된다. 따라서

$$\Delta H = \sum(\text{끊어지는 결합 에너지}) - \sum(\text{생성되는 결합 에너지})$$

각 분자의 결합을 구조식으로부터 세면 다음과 같다. 요소는 카보닐 탄소에 C=O 하나와 두 개의 $-\text{NH}_2$ 가 붙어 있으므로 C=O 1개, C-N 2개, N-H 4개를 가진다.

결합	결합 에너지	끊어짐 (반응물)	생성됨 (생성물)	순 기여
C=O	732	1 (요소)	2 (CO_2)	-732
C-N	300	2 (요소)	0	+600
N-H	390	4 (요소)	6 (2NH_3)	-780
O-H	460	2 (H_2O)	0	+920

끊어지는 결합과 생성되는 결합의 에너지 합은 각각

$$\sum(\text{끊어짐}) = 732 + 2(300) + 4(390) + 2(460) = 732 + 600 + 1560 + 920 = 3812 \text{ kJ/mol},$$

$$\sum(\text{생성됨}) = 2(732) + 6(390) = 1464 + 2340 = 3804 \text{ kJ/mol}$$

이므로

$$\Delta H = 3812 - 3804 = +8 \text{ kJ/mol}$$

위 표의 순 기여를 그대로 더해도 같다: $(-732) + 600 + (-780) + 920 = +8 \text{ kJ/mol}$.

결국 이 반응은 O-H 2개와 C-N 2개(합 +1520)를 끊는 대신 C=O 1개와 N-H 2개(합 -1512)를 새로 얻는 셈이어서, 두 값이 거의 상쇄되어 반응 엔탈피가 아주 작은 양수로 나온다.

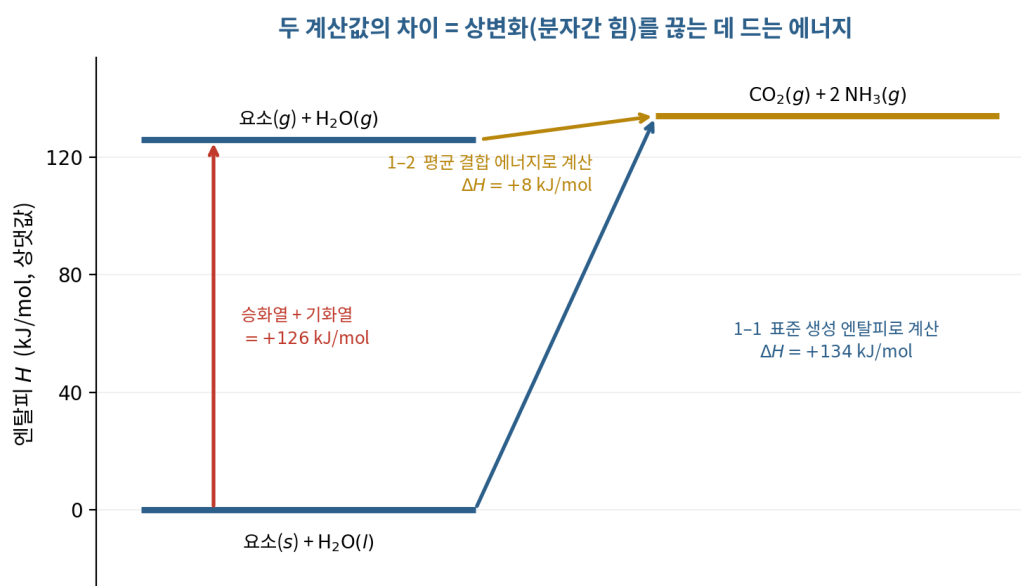
(1-2)(2) 두 값의 차이 126 kJ/mol 은 대부분 반응물의 상태(상변화)가 다르기 때문이다

1-1의 반응은 반응물이 **고체 요소와 액체 물**이고, 1-2의 반응은 **둘 다 기체**이다. 두 반응의 생성물은 같으므로, 엔탈피가 상태 함수라는 점을 이용해 다음 순환을 세울 수 있다.

$$\Delta H_{1-1} = \Delta H_{\text{승화}}(\text{요소}) + \Delta H_{\text{기화}}(\text{H}_2\text{O}) + \Delta H_{1-2}$$

따라서 두 계산값의 차이는 곧 반응물을 고체·액체에서 기체로 만드는 데 드는 에너지이다.

$$\Delta H_{\text{승화}}(\text{요소}) + \Delta H_{\text{기화}}(\text{H}_2\text{O}) = 134 - 8 = 126 \text{ kJ/mol}$$



[도해] 두 계산이 사실은 서로 다른 출발 상태에서 같은 생성물로 가는 과정임을 보여 주는 엔탈피 도표

차이가 생기는 이유를 구체적으로 정리하면 다음과 같다.

- **분자간 힘(주된 원인)** — 결합 에너지는 정의상 **기체** 상태의 분자 내 결합만을 다룬다. 고체 요소는 $N-H \cdots O=C$ 수소 결합으로 결정 그물을 이루고 있고 액체 물도 분자 사이에 수소 결합을 이루고 있는데, 이 분자간 힘을 끊어 날개의 기체 분자로 만드는 데 드는 에너지(승화열·기화열)가 결합 에너지 계산에는 전혀 포함되어 있지 않다. 이 항이 흡열 쪽으로 126 kJ/mol 을 더해 주므로 1-1의 값이 훨씬 크게 나온다.
- **“평균” 결합 에너지의 한계** — 표의 값은 여러 종류의 분자에서 얻은 평균값이다. 예를 들어 CO_2 의 $C=O$ 는 요소의 $C=O$ 보다 실제로 훨씬 강한데도 표에서는 똑같이 732 kJ/mol 로 취급된다. 또 요소의 $C-N$ 은 질소의 비공유 전자쌍이 카보닐기와 공명하여 부분적인 이중 결합성을 띠므로 표의 $C-N$ 단일 결합 값보다 강하다. 이런 개별 분자의 특수성이 무시되면서 추가 오차가 생긴다.

즉 1-1은 실제 물질의 상태까지 반영한 값이고, 1-2는 기체 상태의 평균적인 결합만 따진 근삿값이므로 두 값은 서로 다르다.

(1-3) 평형 상수 $K_c = 1$ 을 기준으로 반응 지수 Q 를 비교해 판정한다

용기의 부피가 1 L 이므로 몰 농도의 수치와 몰 수의 수치가 같다. 평형 상수는 반응식의 계수를 지수로 하여

$$K_c = \frac{[CO_2][NH_3]^2}{[요소][H_2O]} = \frac{(1)(1)^2}{(1)(1)} = 1$$

로 정해진다(NH_3 의 계수가 2이므로 지수도 2임에 유의). 조건을 바꾼 직후의 농도로 같은 식을 계산한 것이 반응 지수 Q 이고,

- $Q < K_c$: 생성물이 부족 → **정반응**(오른쪽)으로 이동 → 요소 감소, CO_2 증가
- $Q > K_c$: 생성물이 과잉 → **역반응**(왼쪽)으로 이동 → 요소 증가, CO_2 감소
- $Q = K_c$: 이동 없음

이다. 이제 각 조건을 따져 본다.

(1) 부피 2배 → 정반응. 요소 감소, CO_2 증가.

부피가 1 → 2 L 가 되면 모든 성분의 농도가 절반이 된다. 이때

$$Q = \frac{(1/2)(1/2)^2}{(1/2)(1/2)} = \frac{1/8}{1/4} = \frac{1}{2} < K_c = 1$$

이므로 정반응으로 이동한다. 일반적으로 Q 는 기체 몰 수 변화 $\Delta n = 3 - 2 = +1$ 에 대해 $(1/V)^{\Delta n}$ 에 비례하므로 부피를 2배로 하면 Q 가 1/2 배가 된다. 르 샤틀리에 원리로 보면 부피 증가(압력 감소)를 완화하기 위해 **기체 분자 수가 늘어나는 쪽**(좌변 2몰 → 우변 3몰)으로 평형이 이동하는 것이다.

(2) NH_3 첨가 → 역반응. 요소 증가, CO_2 감소.

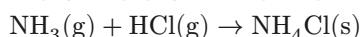
NH_3 가 1 → 2 M 이 되므로

$$Q = \frac{(1)(2)^2}{(1)(1)} = 4 > K_c = 1$$

이다. 생성물이 과잉이므로 그것을 소모하는 역반응이 우세해져 요소와 H_2O 가 다시 만들어진다.

(3) HCl 첨가 → 정반응. 요소 감소, CO_2 증가.

NH_3 는 염기, HCl 는 산이므로 두 기체는 즉시 중화하여 흰 고체 염화암모늄을 만든다.



계수비가 1 : 1 이므로 1몰의 HCl 은 용기 안의 NH_3 1몰을 모두 소모한다. 생성된 NH_4Cl 은 고체여서 평형 상수식에 들어가지 않으므로

$$Q = \frac{(1)(0)^2}{(1)(1)} = 0 < K_c = 1$$

이 되어 정반응으로 크게 이동한다. (2)와 정반대로, 생성물을 계에서 제거하면 정반응이 촉진된다.

(4) 이동 없음. 요소는 1몰 그대로, CO_2 는 제거한 0.1몰만큼만 줄어 0.9몰.

H_2O 와 CO_2 가 각각 0.9 M 이 되므로

$$Q = \frac{(0.9)(1)^2}{(1)(0.9)} = \frac{0.9}{0.9} = 1 = K_c$$

이다. H_2O 는 분모에, CO_2 는 분자에 각각 1차로 들어 있어 두 변화가 정확히 상쇄되기 때문이다. 따라서 평형은 이동하지 않고, 요소의 몰 수는 1몰로 변하지 않으며 CO_2 는 빼낸 만큼인 0.9몰에 그대로 머문다.

(5) 정반응. 요소 감소, CO_2 증가.

H_2O 와 NH_3 가 각각 0.9 M 이 되므로

$$Q = \frac{(1)(0.9)^2}{(1)(0.9)} = \frac{0.81}{0.9} = 0.9 < K_c = 1$$

이다. 같은 0.1몰을 뺐는데 (4)와 결과가 다른 이유는 NH_3 가 평형 상수식에 2차(제곱)로 들어가기 때문이다. 분자는 $0.9^2 = 0.81$ 배로 줄지만 분모는 0.9 배만 줄어 전체적으로 Q 가 0.9 배가 되고, 그 결과 정반응으로 이동하여 요소가 소모되고 CO_2 가 늘어난다.

정리

조건	Q 와 $K_c (=1)$	이동 방향	요소 / CO_2 몰 수
(1) 부피 2배	$Q = 0.5 < K_c$	정반응	감소 / 증가
(2) NH_3 1몰 첨가	$Q = 4 > K_c$	역반응	증가 / 감소
(3) HCl 1몰 첨가	$Q = 0 < K_c$	정반응	감소 / 증가
(4) $\text{H}_2\text{O} \cdot \text{CO}_2$ 제거	$Q = 1 = K_c$	이동 없음	불변 / 제거분만 감소
(5) $\text{H}_2\text{O} \cdot \text{NH}_3$ 제거	$Q = 0.9 < K_c$	정반응	감소 / 증가

문제 2 상태 변화와 가열 곡선

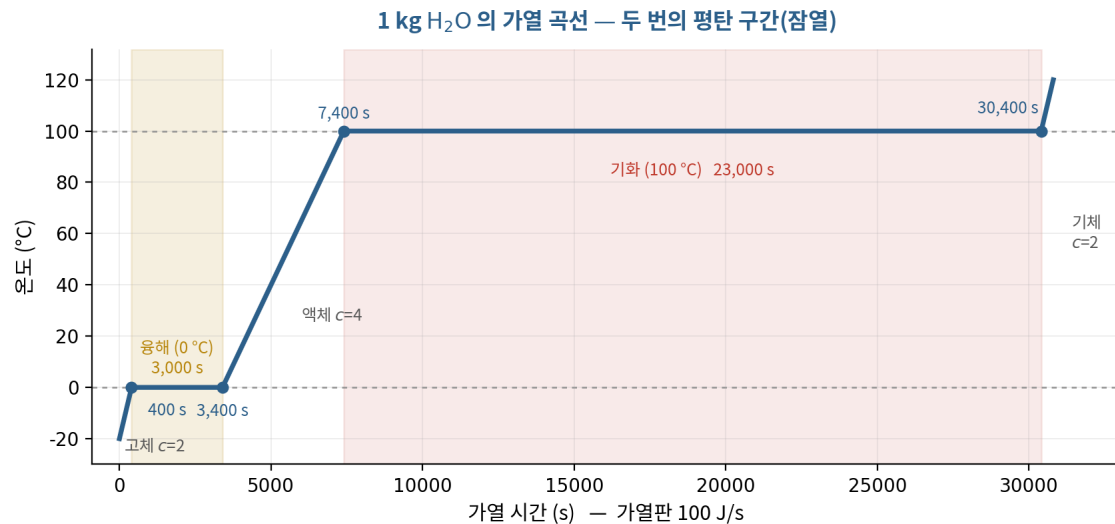
잠열 · 비열과 열용량 · 수소 결합

(2-1) 400 초까지 $-20 \rightarrow 0^\circ\text{C}$, 3,400 초까지 0°C 유지(융해), 7,400 초까지 $0 \rightarrow 100^\circ\text{C}$, 30,400 초까지 100°C 유지(기화), 그 뒤 다시 상승

$m = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$ 이고 가열판이 초당 100 J 을 공급하므로, 각 구간에 필요한 열량 Q 를 구한 뒤 $t = Q/(100 \text{ J/s})$ 로 시간을 얻는다. 온도가 변하는 구간에서는 $Q = cm\Delta t$ 를, 상태가 변하는 구간에서는 (융해열 또는 기화열) $\times m$ 을 쓴다.

구간	필요한 열량 Q	소요 시간	누적 시간
① 얼음 $-20 \rightarrow 0^\circ\text{C}$	$2 \times 1000 \times 20 = 40,000 \text{ J}$	400 s	400 s
② 융해 (0°C)	$300 \times 1000 = 300,000 \text{ J}$	3,000 s	3,400 s
③ 물 $0 \rightarrow 100^\circ\text{C}$	$4 \times 1000 \times 100 = 400,000 \text{ J}$	4,000 s	7,400 s
④ 기화 (100°C)	$2300 \times 1000 = 2,300,000 \text{ J}$	23,000 s	30,400 s

온도가 오르는 구간의 승온 속도는 $P/(cm)$ 이므로 얼음은 $100/2000 = 0.05^\circ\text{C/s}$, 물은 $100/4000 = 0.025^\circ\text{C/s}$, 수증기는 다시 0.05°C/s 이다. 즉 액체 구간의 기울기는 고체·기체 구간의 절반이다. 30,400초 이후 수증기는 20초마다 1°C 씩 오른다.



[도해] 가열 시간에 따른 온도 변화 — 두 번의 평탄 구간과 세 구간의 기울기 차이

평탄 구간이 생기는 이유와 길이 비교 — 융해·기화가 일어나는 동안 공급된 열은 분자의 평균 운동 에너지(즉 온도)를 올리는 데 쓰이지 않고, 분자 사이의 수소 결합을 끊어 분자들을 떼어 놓는 퍼텐셜 에너지로 저장된다. 그래서 상변화가 끝날 때까지 온도가 일정하게 유지된다.

두 평탄 구간의 길이 비는 잠열의 비와 같아

$$\frac{t_{\text{기화}}}{t_{\text{융해}}} = \frac{2300}{300} \approx 7.7$$

로 기화 쪽이 약 7.7배 길다. 융해는 얼음의 수소 결합 그물을 일부만 끊어 격자를 무너뜨리는 과정이지만(액체에도 수소 결합이 남아 있다), 기화는 남아 있는 분자간 힘까지 모두 끊어 분자를 날개로 떼어내는 과정이므로 훨씬 많은 에너지가 필요하기 때문이다.

(2-2) 2,000 J/°C → (융해 중 정의되지 않음) → 4,000 J/°C → (기화 중 정의되지 않음) → 2,000 J/°C

질량은 $m = 1000 \text{ g}$ 으로 일정하므로 열용량 $C = cm$ 은 오직 상(phase)에 따른 비열 변화만 따른다.

시간대	상태	비열 $c \text{ (J/g} \cdot ^\circ\text{C)}$	열용량 $C = cm$
0 ~ 400 s	고체 (얼음)	2	2,000 J/°C
400 ~ 3,400 s	고체 + 액체 (융해 중)	—	정의되지 않음
3,400 ~ 7,400 s	액체 (물)	4	4,000 J/°C
7,400 ~ 30,400 s	액체 + 기체 (기화 중)	—	정의되지 않음
30,400 s 이후	기체 (수증기)	2	2,000 J/°C

즉 열용량은 가열 초기 2,000 J/°C 였다가 융해가 끝나 전부 액체가 되면 **두 배인 4,000 J/°C** 로 커지고, 기화가 끝나 전부 수증기가 되면 **다시 2,000 J/°C** 로 줄어든다.

• **평탄 구간에서** — 열은 계속 들어오지만 온도가 오르지 않으므로 $C = Q/\Delta t$ 에서 $\Delta t = 0$ 이 되어 열용량이 정의되지 않는다(형식적으로는 무한대로 발산한다고 표현한다). 상변화가 진행되는 동안 계는 온도 변화 없이 열을 무한정 받아들이는 셈이다.

• **액체의 열용량이 큰 이유** — 액체 물은 수소 결합이 끊어졌다 이어졌다 하는 과정과 분자의 회전·병진 운동에 에너지를 나누어 저장할 수 있어, 같은 열을 넣어도 온도가 덜 오른다. 그래서 2-1의 가열 곡선에서 액체 구간의 기울기($P/C = 100/4000$)가 고체·기체 구간($100/2000$)의 절반이 된다.

(2-3) 녹는점·끓는점이 모두 낮아지고 두 평탄 구간이 모두 짧아진다. 특히 끓는점 평탄 구간의 변화가 크다

결합의 극성 변화 — O-H 결합의 전기음성도 차는

$$3.5 - 2.1 = 1.4 \rightarrow 2.8 - 2.1 = 0.7$$

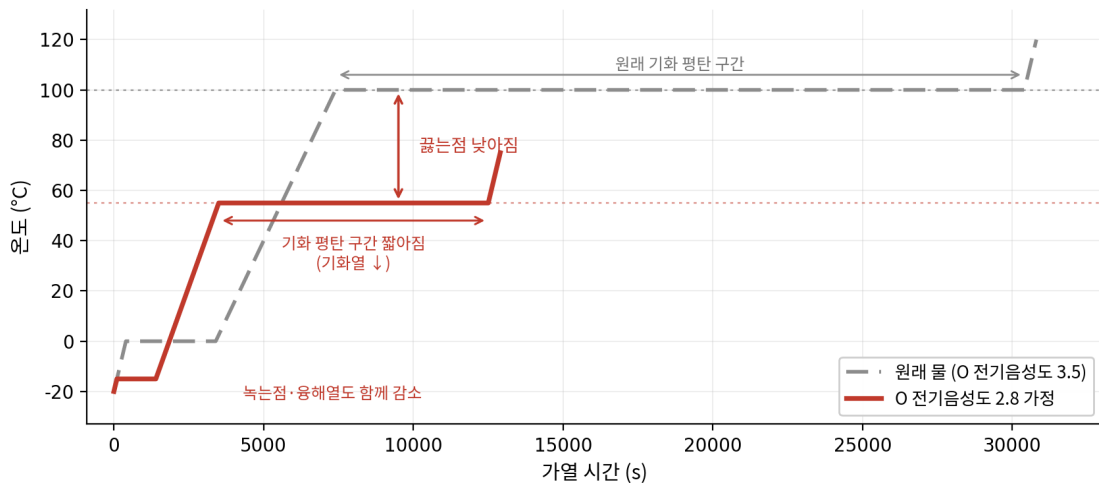
로 절반이 된다. 결합의 극성이 약해지면 H 원자의 부분 양전하 δ^+ 와 O 원자의 부분 음전하 δ^- 가 모두 작아지고, 분자 전체의 쌍극자 모멘트도 작아진다.

수소 결합의 약화 — 물의 이례적으로 높은 끓는점과 큰 기화열은 O-H ... O 수소 결합에서 비롯된다. 수소 결합은 한 분자의 δ^+ 인 H 와 이웃 분자 산소의 비공유 전자쌍(δ^-) 사이의 정전기적 인력이므로, 부분 전하가 작아지면 그 세기가 크게 줄어든다. 더구나 바뀐 값 2.8은 질소의 3.0보다도 작아, 이 가상의 물은 NH_3 보다도 수소 결합이 약한 분자가 된다 (NH_3 의 끓는점은 -33°C 이다).

가열 곡선 개형의 변화 — 따라서 다음과 같이 바뀐다.

- **끓는점 평탄 구간:** 기화열이 작아지므로 길이가 짧아지고, 끓는점 자체가 내려가므로 평탄 구간의 높이도 낮아진다. 변화가 가장 두드러지는 부분이다.
- **녹는점 평탄 구간:** 얼음 결정도 수소 결합 그물로 지탱되므로 융해열과 녹는점이 함께 낮아져 평탄 구간이 짧아지고 아래로 내려간다. 다만 융해는 수소 결합을 일부만 끊는 과정이라 기화만큼 큰 폭으로 변하지는 않는다.
- **액체 구간의 기울기:** 액체의 큰 비열도 수소 결합을 끊고 잇는 데 에너지가 쓰이기 때문이므로, 수소 결합이 약해지면 비열이 작아져 기울기가 가팔라진다.
- **전체 소요 시간:** 잠열이 모두 작아졌으므로 같은 100 J/s 로 가열할 때 전 과정이 훨씬 빨리 끝난다.

산소의 전기음성도가 3.5 → 2.8로 줄었을 때의 가열 곡선 개형 (정성적)



[도해] 수소 결합이 약해졌을 때의 가열 곡선(빨강)과 원래 물의 곡선(회색) 비교 — 정성적 개형

(2-4) 반응 용기를 0°C 의 얼음-물 혼합물에 담가, 발생하는 열을 얼음의 융해열로 흡수시킨다

2-1에서 본 첫 번째 평탄 구간의 원리를 그대로 쓴다. 1기압에서 얼음과 물이 함께 존재하는 한 계의 온도는 0°C 에 고정되며, 밖에서 들어온 열은 온도를 올리는 대신 얼음을 녹이는 데(융해열 300 J/g) 전부 쓰인다.

- **방법** — 특수 용기 안(또는 용기를 둘러싼 열매체)에 0°C 의 얼음과 물을 충분히 넣고 그 속에서 $A + B \rightarrow C$ 반응을 진행시킨다. 반응이 내놓는 열 Q 는 곧바로 얼음의 융해에 소비된다.
- **필요한 얼음의 양** — 반응이 총 Q (J)의 열을 낸다면 녹는 얼음의 질량은 $m = Q/300$ (g)이다. 예를 들어 100 kJ 이 발생하면 $100,000 / 300 \approx 333\text{ g}$ 의 얼음이 녹는다. 반응이 끝날 때까지 얼음이 남아 있도록 이보다 넉넉히 준비하거나 계속 보충해 주어야 한다.
- **얼음이 다 녹으면** — 더 이상 상변화가 없으므로 열은 물의 온도를 올리는 데 쓰이고 ($C = 4000\text{ J/}^\circ\text{C}$ 이므로 100 kJ 이면 25°C 상승) 온도가 벗어나 C가 분해되기 시작한다. 이것이 이 방법의 한계이다.

온도를 일정하게 유지하는 열쇠는 “열을 흡수하되 온도가 변하지 않는 과정”, 즉 상변화(잠열)를 이용하는 것이다. 얼음물이 아닌 찬물만 쓰면 열을 받는 즉시 온도가 올라가므로 0°C 를 유지할 수 없다.

(2-5) 녹는점이 37 °C 부근인 물질(상변화 물질)을 열 완충재로 사용한다

2-4의 원리를 확장한다. 상변화가 진행되는 동안 온도가 그 물질의 녹는점에 묶인다는 점은 물에 국한된 성질이 아니므로, **녹는점이 유지하고 싶은 온도와 같은 물질을 고르면 된다.** 물은 녹는점이 0 °C 라 37 °C 유지에는 쓸 수 없다.

- 온도가 올라가려 할 때 — 물질이 **융해**(고체 → 액체)하며 융해열을 흡수하므로 온도 상승이 억제된다.
- 온도가 내려가려 할 때 — 물질이 **응고**(액체 → 고체)하며 같은 크기의 잠열을 방출하므로 온도 하강이 억제된다.
- 고체와 액체가 공존하는 동안에는 어느 쪽이든 온도가 37 °C 에서 벗어나지 않는다.

물질을 고르는 조건 — ① 녹는점이 37 °C 에 최대한 가까울 것, ② 단위 질량당 융해열이 클 것(같은 질량으로 더 많은 열을 완충), ③ 반복적인 융해·응고에도 화학적으로 안정하고 과냉각이 잘 일어나지 않을 것, ④ 반응계와 화학적으로 반응하지 않을 것. 탄소 수 20 안팎의 파라핀계 탄화수소나 일부 수화염·지방산이 이러한 조건을 만족한다.

필요한 양의 어림 — 상변화로 완충할 수 있는 열량은 (질량)×(융해열)이므로, 예상되는 열 출입 총량 Q 에 대해

$$m \geq \frac{Q}{L} \quad (L : \text{융해열})$$

예를 들어 융해열이 200 J/g 인 물질 1 kg 을 쓰면 $1000 \times 200 = 2 \times 10^5 \text{ J} = 200 \text{ kJ}$ 의 열 출입까지 37 °C 를 지켜낼 수 있다. 이보다 큰 열이 드나들면 물질이 모두 녹거나 모두 얼어 버려 온도가 다시 변하기 시작한다.

2-4와의 비교 — 두 방법은 원리가 완전히 같고 “어느 온도에서 상변화가 일어나는 물질을 고르느냐”만 다르다.

문항	유지 온도	이용하는 물질	이용하는 상변화
2-4	0 °C	H ₂ O (얼음-물)	융해 (300 J/g) — 흡열
2-5	37 °C	녹는점 37 °C 인 물질	융해·응고 — 흡열/발열 양방향

2-4에서는 열이 들어오기만 하므로 융해 한 방향만 쓰면 충분했지만, 2-5는 열이 드나드는 두 방향을 모두 막아야 하므로 융해와 응고를 오가며 완충하도록 고체·액체가 항상 공존하게 유지하는 것이 핵심이다.

2022학년도 · 해설편

문제 1 기체 분자 운동론과 화학 반응
문제 2 요소(Urea)의 화학

단원 화학 결합·분자간 힘 · 반응과 에너지 · 상태·용액
핵심 개념 이상 기체 방정식과 기체 분자 운동론, 한계 반응물과 화학 반응의 양적 관계, 활성화 에너지, 물의 전기 분해와 표준 환원 전위, 표준 생성 엔탈피와 헤스 법칙, 루이스 전자점식과 형식전하, 산화수와 전자 수지, 르 샤틀리에 원리
문항 수 2문항 (소문항 9개)

II. 예시답안

문제 1 기체 분자 운동론과 화학 반응

이상 기체 방정식 · 한계 반응물 · 전기 분해

(1-1) 압력 $c = g < a = d = e = h < b = f$, 밀도 $c < a = d < b < g < e = h < f$, 평균 속력 $e = f = g = h < a = b = c = d$

[그림 1]에서 작은 용기의 부피를 V 라 하면 큰 용기는 $2V$ 이고, 모든 용기의 온도는 25°C 로 같다. 그림에서 분자 수를 세면 다음과 같다.

용기	a	b	c	d	e	f	g	h
기체	H_2	H_2	H_2	H_2	O_2	O_2	O_2	O_2
분자량 M	2	2	2	2	32	32	32	32
분자 수 N	4	8	4	8	4	8	4	8
부피	V	V	$2V$	$2V$	V	V	$2V$	$2V$

- (1) 압력 — 이상 기체 방정식 $PV = nRT$ 에서 $P = (nRT)/V$ 이고 $n = N/N_A$ 이므로

$$P = \frac{NRT}{N_A V} \propto \frac{N}{V} \quad (T \text{ 가 같을 때})$$

압력은 기체의 종류와 무관하게 단위 부피당 분자 수로만 정해진다. N/V 를 $1/V$ 단위로 계산하면

$$a = 4, b = 8, c = 2, d = 4, e = 4, f = 8, g = 2, h = 4$$

이므로 작은 것부터 큰 것 순으로 $c = g < a = d = e = h < b = f$ 이다.

- (2) 밀도 — $\rho = \text{질량} / \text{부피}$ 이고 질량은 (분자량) × (분자 수)에 비례하므로

$$\rho = \frac{MN}{N_A V} \propto \frac{MN}{V}$$

압력과 달리 분자량이 곱해지므로 순서가 달라진다. H_2 는 $M = 2$, O_2 는 $M = 32$ 로 16배 차이가 나기 때문이다. MN/V 를 $1/V$ 단위로 계산하면

$$a = 8, b = 16, c = 4, d = 8, e = 128, f = 256, g = 64, h = 128$$

이므로 $c < a = d < b < g < e = h < f$ 이다. 분자 수가 가장 적고 부피가 가장 큰 O_2 용기 g 조차 가장 조밀한 H_2 용기 b 보다 밀도가 크다는 점에 유의한다.

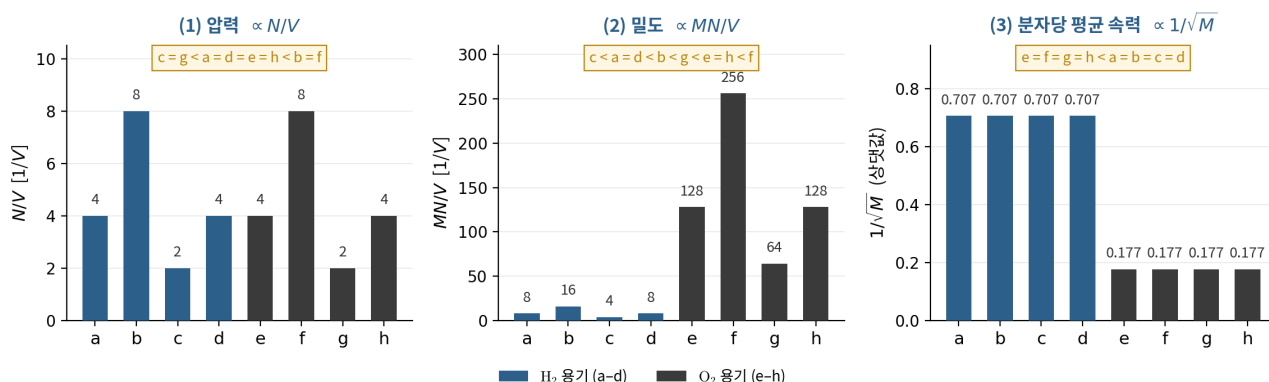
- (3) 분자당 평균 속력 — 기체 분자의 평균 운동 에너지는 온도만의 함수이므로

$$\frac{1}{2} m \bar{v}^2 = \frac{3}{2} kT \rightarrow \bar{v} \propto \sqrt{\frac{T}{M}}$$

모든 용기의 온도가 같으므로 속력은 분자량에만 의존하고 분자 수·부피와는 무관하다. 두 기체의 속력비는

$$\frac{\bar{v}_{H_2}}{\bar{v}_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{H_2}}} = \sqrt{\frac{32}{2}} = 4$$

따라서 O_2 용기 넷은 모두 같고 H_2 용기 넷보다 느리므로 $e = f = g = h < a = b = c = d$ 이다.



[도해] 세 특성의 비교 — 압력은 분자 수 밀도, 밀도는 질량 밀도, 평균 속력은 분자량만으로 결정된다

(1-2)(1) 용기 내부의 압력 = 4.00 atm

$T = 227^\circ\text{C} = 500\text{ K}$, $V = 20.0\text{ L}$, $R = 0.08$ 이므로 반응 전 각 기체의 몰수는

$$n_{H_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{2.00 \times 20.0}{0.08 \times 500} = 1.00\text{ mol}, \quad n_{O_2} = \frac{3.00 \times 20.0}{0.08 \times 500} = 1.50\text{ mol}$$

반응식은 $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O$ 이고 계수비가 $H_2 : O_2 = 2 : 1$ 이므로, H_2 1.00 mol 이 모두 반응하는 데 필요한 O_2 는 0.50 mol 뿐이다. 실제로는 1.50 mol 이 있으므로 H_2 가 한계 반응물이다.

(mol)	H_2	O_2	H_2O
반응 전	1.00	1.50	0
변화량	-1.00	-0.50	+1.00
반응 후	0	1.00	1.00

227 °C 는 물의 끓는점보다 훨씬 높으므로 생성된 물은 **수증기**로 존재한다. 따라서 용기 안의 전체 기체 몰수는 $1.00 + 1.00 = 2.00 \text{ mol}$ 이고

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{2.00 \times 0.08 \times 500}{20.0} = 4.00 \text{ atm}$$

성분별로는 $P_{\text{O}_2} = 2.00 \text{ atm}$, $P_{\text{H}_2\text{O}} = 2.00 \text{ atm}$ 이다.

반응 전 전체 압력은 $2.00 + 3.00 = 5.00 \text{ atm}$ 이었으므로 압력이 1.00 atm 줄었다. 반응식에서 기체 3몰($2\text{H}_2 + \text{O}_2$)이 2몰($2\text{H}_2\text{O}$)로 바뀌어 기체 몰수가 감소하기 때문이다.

(1-2)(2) 얼음의 질량 = 18.0 g

0 °C 로 냉각하면 수증기는 모두 응축한 뒤 얼어 얼음이 된다. 반응하지 않고 남은 O_2 는 기체로 남아 얼음의 질량에 기여하지 않는다. 생성된 물은 (1)에서 구한 1.00 mol 이고 H_2O 의 분자량은 $2 \times 1 + 16 = 18$ 이므로

$$m_{\text{얼음}} = 1.00 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 18.0 \text{ g}$$

한계 반응물이 H_2 였으므로 생성되는 물의 몰수는 처음 넣은 H_2 의 몰수와 같다는 점이 계산의 핵심이다.

(1-2)(3) 반응의 활성화 에너지가 매우 커서 상온에서는 반응 속도가 사실상 0이기 때문이다

- **열역학적으로는 자발적** — 물이 생성되는 반응은 강한 발열 반응이므로 생성물의 에너지가 반응물보다 훨씬 낮다. 즉 반응이 “일어날 이유”는 충분하다.
- **그러나 속도론적으로 막혀 있다** — 반응이 시작되려면 먼저 H-H 결합과 O=O 결합이 끊어져야 하고, 이를 위해 넘어야 하는 에너지 언덕이 **활성화 에너지** E_a 이다.
- **상온에서는 유효 충돌이 거의 없다** — 기체 분자의 운동 에너지는 볼츠만 분포를 따르는데, 상온(25 °C)에서 E_a 이상의 에너지를 가진 분자의 비율은 극히 작다. 따라서 충돌이 일어나도 거의 모두 튕겨 나갈 뿐 반응으로 이어지지 않는다.

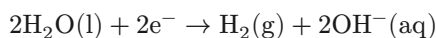
열역학적 자발성(반응이 일어날 수 있는가)과 **반응 속도**(얼마나 빨리 일어나는가)는 별개의 문제이다. 두 기체의 혼합물은 열역학적으로는 불안정하지만 속도론적으로 안정한 상태에 갇혀 있다.

실제로 불꽃을 대거나 백금 촉매를 넣어 활성화 에너지 장벽을 넘겨 주면 폭발적으로 반응한다. 촉매는 E_a 가 더 낮은 새로운 경로를 제공할 뿐 반응 엔탈피 자체를 바꾸지는 않는다.

(1-3)(1) (+)극 인접 부위는 pH가 낮아지고(산성화), (-)극 인접 부위는 pH가 높아진다(염기성화)

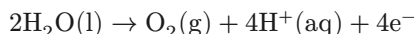
질산칼륨(KNO_3)은 전류를 흘리기 위한 전해질로만 작용한다. [표 1]로 각 전극에서 실제로 반응하는 화학종을 판정한다.

- **(-)극(음극, 환원)** — 후보는 K^+ 와 물이다. 표준 환원 전위가 $\text{K}^+/\text{K} = -2.92 \text{ V}$ 로 $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2 = -0.83 \text{ V}$ 보다 훨씬 낮으므로 K^+ 는 환원되지 않고 **물이 우선 환원**된다.



OH^- 가 생성되므로 전극 근처의 pH가 **높아진다**.

- **(+)극(양극, 산화)** — NO_3^- 의 질소는 이미 최고 산화수(+5)라 더 산화될 수 없으므로 **물이 산화**된다.



H^+ 가 생성되므로 전극 근처의 pH가 **낮아진다**.

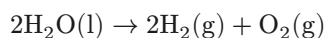
두 반응을 합하면 H^+ 와 OH^- 가 상쇄되어 전체적으로는 $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ 가 되고 용액 전체의 pH는 변하지 않는다. pH 변화가 나타나는 것은 **전극 인접 부위**에 국한된다.

(1-3)(2) 소모된 물 = 0.500 mol = 9.00 g

상온(25 °C), 1.00 atm 에서 이상 기체 1몰의 부피가 24 L 이므로 발생한 **전체 기체**의 몰수는

$$n_{\text{기체}} = \frac{18.0 \text{ L}}{24 \text{ L/mol}} = 0.750 \text{ mol}$$

전체 전기 분해 반응은



이므로 물 2몰이 분해될 때마다 H_2 2몰과 O_2 1몰, 즉 **기체 3몰**이 만들어진다. 따라서

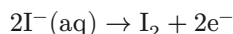
$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.750 \times \frac{2}{3} = 0.500 \text{ mol}, \quad m_{\text{H}_2\text{O}} = 0.500 \times 18 = 9.00 \text{ g}$$

이때 발생한 기체의 내역은 $\text{H}_2 = 0.500 \text{ mol}$ (12.0 L), $\text{O}_2 = 0.250 \text{ mol}$ (6.00 L) 로 부피비가 2 : 1 이며, 두 부피의 합이 18.0 L 로 주어진 값과 일치한다.

(1-3)(3) (+)극에서 물 대신 I^- 가 산화되어 O_2 대신 I_2 가 생기고 산성화도 일어나지 않는다. (-)극은 그대로 H_2 발생·염기성화가 유지된다.

NaI 를 넣으면 용액 속에 Na^+ 와 I^- 가 존재한다.

- **(+)극(산화)** — 산화되기 쉬운 정도는 표준 환원 전위가 **작을수록** 크다. I_2/I^- 의 환원 전위 +0.54 V 가 $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ 의 +1.23 V 보다 작으므로 I^- 가 물보다 먼저 산화된다.



따라서 (+)극에서는 산소 기체가 발생하지 않고 갈색의 아이오딘(I_2)이 생기며, H^+ 가 만들어지지 않으므로 pH도 크게 낮아지지 않는다.

- **(-)극(환원)** — Na^+/Na 의 환원 전위는 -2.71 V 로 물의 -0.83 V 보다 훨씬 낮아 Na^+ 는 여전히 환원되지 않는다. 그러므로 물의 환원이 그대로 일어나 H_2 발생과 염기성화가 유지된다.

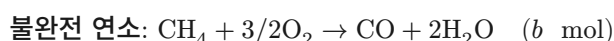
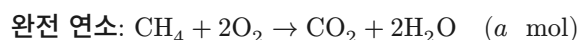
즉 NaI 가 모두 소모될 때까지는 **(+)극의 생성물만 $\text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2$ 로 바뀌고 (-)극은 변화가 없다.** NaI 가 다 소진되면 (+)극에서도 다시 물이 산화되어 O_2 가 발생하기 시작한다.

(1-4) $P_{\text{CH}_4} = 0.25 \text{ atm}$, $P_{\text{CO}} = 1.00 \text{ atm}$, $P_{\text{CO}_2} = 2.75 \text{ atm}$

$T = 500 \text{ K}$, $V = 10.0 \text{ L}$ 이므로 몰수와 압력의 환산 관계는

$$n = \frac{PV}{RT} = P \times \frac{10.0}{0.08 \times 500} = 0.25P \quad (\text{즉 } P = 4n)$$

처음 넣은 양은 $n_{\text{CH}_4} = 16.0/16 = 1.00 \text{ mol}$, $n_{\text{O}_2} = 64.0/32 = 2.00 \text{ mol}$ 이다. 두 연소 반응을 함께 쓰고 각각 반응한 메테인의 몰수를 a, b 라 하자.



평형에서 주어진 두 압력을 몰수로 바꾸면 $n_{\text{O}_2} = 0.25 \times 1.00 = 0.25 \text{ mol}$, $n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.25 \times 7.50 = 1.875 \text{ mol}$ 이다. 두 반응 모두 메테인 1몰당 물 2몰을 만들므로

$$2a + 2b = 1.875 \rightarrow a + b = 0.9375$$

소모된 산소는 $2.00 - 0.25 = 1.75 \text{ mol}$ 이고 계수가 각각 2, 3/2 이므로

$$2a + 1.5b = 1.75$$

두 식을 연립한다. 첫 식에 2를 곱한 $2a + 2b = 1.875$ 에서 둘째 식을 빼면 $0.5b = 0.125$ 이므로

$$b = 0.25, \quad a = 0.9375 - 0.25 = 0.6875, \quad n_{\text{CH}_4} = 1.00 - (a + b) = 0.0625 \text{ mol}$$

$P = 4n$ 을 적용하면 각 성분의 압력은 다음과 같다.

성분	몰수 (mol)	압력 (atm)	비고
CH ₄	0.0625	0.25	남은 메테인
CO	0.25	1.00	불완전 연소 생성물
CO ₂	0.6875	2.75	완전 연소 생성물
O ₂	0.25	1.00	주어진 값
H ₂ O	1.875	7.50	주어진 값

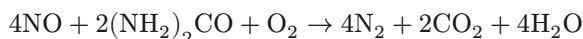
전체 압력은 $0.25 + 1.00 + 2.75 + 1.00 + 7.50 = 12.50$ atm 이며, 탄소 원자 수도 $0.0625 + 0.25 + 0.6875 = 1.00$ mol 로 처음 넣은 메테인의 탄소와 정확히 일치한다.

문제 2 요소(Urea)의 화학

헤스 법칙 · 루이스 전자점식 · 산화수 · 르 샤틀리에 원리

(2-1) NO 1 mol당 $\Delta H = -400$ kJ/mol (반응식 전체로는 -1600 kJ)

먼저 주어진 반응식이 균형을 이루는지 확인한다.



- N: 좌변 $4 + 2 \times 2 = 8$, 우변 $4 \times 2 = 8$
- C: 좌변 2, 우변 2 • H: 좌변 $2 \times 4 = 8$, 우변 $4 \times 2 = 8$
- O: 좌변 $4 + 2 \times 1 + 2 = 8$, 우변 $2 \times 2 + 4 \times 1 = 8$

엔탈피는 상태 함수이므로 헤스 법칙에 따라 반응 엔탈피는 계수를 곱한 표준 생성 엔탈피의 차로 주어진다. 홑원소 물질인 N₂, O₂ 의 표준 생성 엔탈피는 정의상 0이다.

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_i \Delta H_f(\text{생성물}) - \sum \nu_j \Delta H_f(\text{반응물})$$

문제의 조건이 **25 °C, 1 atm** 이므로 이 조건에서 물의 안정한 상태인 액체를 기준으로 계산한다.

$$\begin{aligned} \sum(\text{생성물}) &= 4 \times 0 + 2\Delta H_f(\text{CO}_2, \text{g}) + 4\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) \\ &= 2(-350) + 4(-300) = -700 - 1200 = -1900 \text{ kJ} \\ \sum(\text{반응물}) &= 4\Delta H_f(\text{NO}, \text{g}) + 2\Delta H_f(\text{요소}, \text{s}) + 1 \times 0 \\ &= 4(+100) + 2(-350) = 400 - 700 = -300 \text{ kJ} \end{aligned}$$

따라서 반응식 그대로(NO 4몰 기준)의 엔탈피 변화는

$$\Delta H = (-1900) - (-300) = -1600 \text{ kJ}$$

이고, 이는 NO 4 mol 이 반응할 때의 값이므로 NO 1 mol 당으로 환산하면

$$\Delta H = \frac{-1600}{4} = -400 \text{ kJ/mol (NO 1 mol당)}$$

• **물이 수증기로 나오는 경우** — 실제 디젤 배기가스처럼 고온이어서 물이 기체로 생성된다면 $\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}, \text{g}) = -250$ kJ/mol 을 써서

$$\Delta H = [2(-350) + 4(-250)] - (-300) = -1700 + 300 = -1400 \text{ kJ} \rightarrow -350 \text{ kJ/mol}$$

두 값의 차이 50 kJ/mol(NO 1몰 기준, 반응식 전체로는 200 kJ = 물 4몰 $\times$ 50 kJ/mol)은 곧 물의 기화열에 해당한다.

• 어느 기준을 쓰든 $\Delta H < 0$ 인 **강한 발열 반응**이며, 열역학적으로 매우 유리하다. 그래서 요소수를 이용한 질소산화물 분해가 배기가스 처리에 실제로 활용된다.

(2-2) 홀전자를 질소에 둔 구조(구조 A)가 가장 안정하다

NO의 총 원자가 전자 수는 $N(5) + O(6) = 11$ 개로 홀수이다. 따라서 모든 전자가 짝을 이룰 수 없어 옥텟 규칙을 완전히 만족시키는 구조가 존재하지 않으며, 짝지어지지 않은 전자를 하나 가지는 **홀전자 분자(자유 라디칼)**가 된다. N-O 사이를 이중 결합(전자 4개)으로 두면 남은 7개의 전자를 두 원자에 나누어 배치하는 두 가지 방법이 있다.



[도해] NO의 두 가지 루이스 전자점식 — 홀전자의 위치에 따른 형식전하 비교

형식전하는 (원자가 전자 수) - (비공유 전자 수) - (결합 수) 로 계산한다.

구조	홀전자 위치	N의 형식전하	O의 형식전하	판정
A	N	$5 - 3 - 2 = 0$	$6 - 4 - 2 = 0$	안정
B	O	$5 - 4 - 2 = -1$	$6 - 3 - 2 = +1$	불리

- **이유 ①** — 형식전하의 절댓값이 작을수록, 즉 전하 분리가 적을수록 안정하다. 구조 A는 두 원자 모두 형식전하가 0이지만 구조 B는 -1 과 +1 로 전하가 분리되어 있다.
- **이유 ②** — 형식전하가 생길 수밖에 없다면 음의 형식전하는 **전기음성도가 큰 원자**에 놓여야 한다. 그런데 구조 B는 전기음성도가 더 큰 산소에 +1 을 놓고 있어 이 원칙에 어긋난다.

따라서 **구조 A(홀전자가 질소 위에 있는 구조)**가 가장 안정한 전자점식이며, 실제로 NO는 질소 쪽에 홀전자가 치우쳐 있어 다른 분자와 쉽게 결합하는 반응성이 큰 라디칼로 행동한다.

(2-3)(1) NO의 질소는 +2 → 0 으로 환원되고, 요소의 질소는 -3 → 0 으로 산화된다

산화수는 $H = +1$, $O = -2$ 를 기준으로 각 화합물의 전하 합이 0(또는 이온 전하)이 되도록 정한다.

화합종	N의 산화수 계산	산화수	변화
NO	$x + (-2) = 0$	+2	+2 → 0 (환원)
요소 $(NH_2)_2CO$	$2x + 4(+1) + 4 + (-2) = 0$	-3	-3 → 0 (산화)
N_2	홀원소 물질	0	—

- **환원되는 물질: NO** — 산화수가 감소하므로 자신은 환원되고 상대를 산화시키는 **산화제**로 작용한다.
- **산화되는 물질: 요소의 질소** — 산화수가 증가하므로 자신은 산화되고 상대를 환원시키는 **환원제**로 작용한다.
- **보조 산화제: O_2** — 산소의 산화수가 $0 \rightarrow -2$ (CO_2 , H_2O 안)로 감소하므로 O_2 도 환원되는 물질이다.
- 요소의 탄소는 +4(CO_2 에서도 +4)로 변하지 않고, 수소도 +1 그대로이다.

(2-3)(2) 잃은 전자 12개 = 얻은 전자 12개로 전자 수지가 정확히 맞는다

산화수 변화 × 원자 수로 이동한 전자를 센다.

화학종	산화수 변화	해당 원자 수	전자 수
NO의 N	+2 → 0 (2 얻음)	4	$4 \times 2 = 8e^-$ 얻음
O ₂ 의 O	0 → -2 (2 얻음)	$1 \times 2 = 2$	$2 \times 2 = 4e^-$ 얻음
요소의 N	-3 → 0 (3 잃음)	$2 \times 2 = 4$	$4 \times 3 = 12e^-$ 잃음

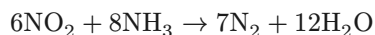
얻은 전자 = $8 + 4 = 12e^-$, 잃은 전자 = $12e^- \rightarrow$ 전자 수지 균형

요소의 질소가 내놓은 12개의 전자를 NO의 질소가 8개, O₂의 산소가 4개 나누어 받는다. 그 결과 두 종류의 질소가 서로 반대 방향에서 산화수 0으로 만나 N₂를 이룬다.

(2-3)(3) 산화와 환원은 반드시 동시에, 같은 크기의 전자 이동으로 일어난다

- **동시성** — 전자를 잃는 쪽이 있으면 그것을 받는 쪽이 반드시 있어야 하므로 산화 반응과 환원 반응은 언제나 짝을 이루어 일어난다. 산화만, 또는 환원만 일어나는 반응은 존재하지 않는다.
- **전자 수 보존** — 잃은 전자의 총수와 얻은 전자의 총수는 항상 같다. 이 관계가 산화-환원 반응식의 계수를 결정하는 근거가 되며, 이 반응에서는 12개로 균형을 이루었다.
- **역할의 상대성** — 산화되는 물질이 환원제, 환원되는 물질이 산화제이다. 같은 물질이라도 상대에 따라 산화제가 되기도 하고 환원제가 되기도 한다.
- **보존 법칙** — 반응 전후로 각 원소의 원자 수와 전체 전하가 보존된다. 이 반응에서도 N 8개, C 2개, H 8개, O 8개가 그대로 유지된다.

(2-4) 주위의 온도는 올라간다(발열 반응)



먼저 균형을 확인하면 N: 좌변 $6 + 8 = 14$, 우변 $7 \times 2 = 14$ / H: 좌변 $8 \times 3 = 24$, 우변 $12 \times 2 = 24$ / O: 좌변 $6 \times 2 = 12$, 우변 $12 \times 1 = 12$ 로 모두 맞는다.

반응 엔탈피는 (끊어지는 결합 에너지의 합) - (생성되는 결합 에너지의 합)으로 어림할 수 있다.

- **끊어지는 결합** — NO₂의 N-O 결합과 NH₃의 N-H 결합. NO₂는 홀전자를 가진 불안정한 라디칼이어서 결합이 비교적 쉽게 끊어진다.
- **생성되는 결합** — N₂의 N=N 삼중 결합(약 946 kJ/mol)과 H₂O의 O-H 결합. N=N은 알려진 결합 중에서도 특히 강하고, 물 또한 매우 안정한 분자이다.

즉 반응물은 반응성이 큰 산화제(NO₂)와 환원제(NH₃)인 반면, 생성물은 열역학적으로 대단히 안정한 N₂와 H₂O이다. 생성물의 결합에서 방출되는 에너지가 반응물의 결합을 끊는 데 드는 에너지보다 훨씬 크므로

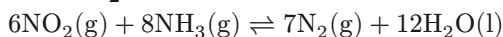
$\Delta H < 0 \rightarrow$ 계가 잃은 에너지가 열의 형태로 주위에 전달된다 $\rightarrow$ 주위의 온도 상승

- **부호의 의미** — ΔH 는 계를 기준으로 한 엔탈피 변화이다. $\Delta H < 0$ 은 계가 에너지를 잃었다는 뜻이고, 잃은 만큼이 주위로 옮겨 가므로 주위는 에너지를 얻어 온도가 올라간다. 계와 주위의 부호가 반대라는 점에 유의한다.
- **산화·환원의 관점** — 이 반응 역시 NO₂의 질소(+4)와 NH₃의 질소(-3)가 각각 환원·산화되어 산화수 0인 N₂로 만나는 반응이다. 강한 산화제와 강한 환원제가 만나 가장 안정한 생성물을 이루므로 방출되는 에너지가 클 수밖에 없다.

이 반응은 실제 디젤 엔진의 선택적 촉매 환원(SCR) 장치에서 일어나는 탈질 반응으로, 강한 발열 반응이다. 다만 촉매는 반응 속도만 높일 뿐 ΔH 의 크기와 부호를 바꾸지는 않는다.

(2-5) 정반응 쪽(오른쪽, 생성물 쪽)으로 이동한다

핵심은 상온에서 각 물질이 어떤 상태로 존재하는가를 먼저 판단하는 것이다. NO_2 , NH_3 , N_2 는 상온에서 모두 기체이지만, 물의 끓는점은 100°C 이므로 상온에서 H_2O 는 액체이다. 따라서 평형은 다음과 같이 써야 한다.



압력에 관여하는 것은 기체뿐이고 액체의 부피는 무시할 수 있으므로 기체 몰수만 비교한다.

	반응물 쪽	생성물 쪽
화학종	$6\text{NO}_2(\text{g}) + 8\text{NH}_3(\text{g})$	$7\text{N}_2(\text{g}) + 12\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
기체 몰수	$6 + 8 = 14 \text{ mol}$	7 mol (액체 제외)

온도가 일정할 때 용기의 부피를 줄이면 전체 압력이 커진다. 르 샤틀리에 원리에 따라 평형은 이 변화를 완화하는 방향, 즉 기체 몰수가 줄어드는 쪽으로 이동한다.

기체 14몰 → 기체 7몰 이므로 평형은 **정반응(오른쪽, 생성물 쪽)** 으로 이동한다.

반응 지수로 확인 — 액체인 물은 평형 상수식에 들어가지 않으므로 압력 평형 상수는

$$K_p = \frac{P_{\text{N}_2}^7}{P_{\text{NO}_2}^6 P_{\text{NH}_3}^8}$$

이다. 온도가 일정한 채 부피를 $V \rightarrow V/f$ ($f > 1$)로 줄이면 모든 기체의 분압이 f 배가 되므로 반응 지수는

$$Q_p \rightarrow Q_p \times f^{7-(6+8)} = Q_p \times f^{-7} < Q_p = K_p$$

즉 $Q_p < K_p$ 가 되어 Q_p 를 다시 키우는 방향, 곧 **정반응**이 우세해진다. 르 샤틀리에 원리로 내린 결론과 정확히 일치한다.

- **물의 상태가 결론을 좌우한다** — 만약 온도가 충분히 높아 물이 모두 수증기로 존재한다면 기체 몰수는 좌변 14몰, 우변 $7 + 12 = 19$ 몰이 되고 지수도 $19 - 14 = +5$ 가 되어 $Q_p \rightarrow Q_p \times f^5 > K_p$ 가 된다. 이때는 평형이 **역반응** 쪽으로 이동한다. 문제가 “상온”이라는 조건을 준 것은 바로 이 판단을 요구하기 때문이다.
- **평형 상수는 변하지 않는다** — 온도가 일정하므로 K_p 자체는 그대로이고, 부피 변화로 Q_p 가 K_p 에서 벗어났다가 다시 $Q_p = K_p$ 가 되도록 평형이 이동하는 것이다.
- **생성된 물이 액체로 응축된다는 점도 정반응을 돕는다.** 계 안에서 기체 분자가 그만큼 사라지므로 압력 증가를 완화하는 효과가 커진다.

2021학년도 · 해설편

- 문제 1** 동전 뒤집기로 보는 화학 평형과 반응 속도
문제 2 같은 족 원소의 화합물 — 구조·분자 간 힘·산화수
-

- 단원** 물질의 구조 · 화학 결합·분자간 힘 · 평형·반응 속도 · 산-염기·산화환원
핵심 개념 동적 평형과 평형 상수·반응 지수, 르 샤틀리에 원리, 반응 차수와 반감기, 활성화 에너지와 전이 상태, 분자 간 힘(분산력·수소 결합)과 끓는점, 한계 반응물과 이상 기체 방정식, 중화 적정, 산화수와 산화·환원 지시 반응
문항 수 2문항 (소문항 8개)

II. 예시답안

문제 1 동전 뒤집기로 보는 화학 평형과 반응 속도

동적 평형 · 르 샤틀리에 원리 · 반응 차수

(1-1) $K = 1$, $Q = 0$ 이므로 $Q < K$, 반응은 정반응(앞면 → 뒷면) 방향으로 진행된다

동적 평형 — 상자를 흔드는 동안 앞면이 위인 동전이 뒤집혀 뒷면이 되는 정반응과, 뒷면이 위인 동전이 뒤집혀 앞면이 되는 역반응이 동시에 계속 일어난다. 처음에는 앞면 동전이 640개, 뒷면 동전이 0개이므로 정반응 속도가 역반응 속도보다 압도적으로 크다. 뒤집힘이 진행될수록 앞면 동전은 줄고 뒷면 동전은 늘어 정반응 속도는 느려지고 역반응 속도는 빨라진다.

- 충분한 시간이 지나면 두 속도가 같아져 앞면 = 뒷면 = 320 개로 개수가 더 이상 변하지 않는다.
- 이때 개별 동전은 끊임없이 뒤집히고 있다(미시적으로 동적). 다만 앞면 → 뒷면으로 가는 개수와 뒷면 → 앞면으로 오는 개수가 같아 전체 개수만 일정하게 보인다(거시적으로 정지). 이것이 동적 평형이다.
- 반응이 멈춘 것이 아니라 “같은 속도로 양쪽이 계속 일어나는” 상태라는 점이 정지 상태와의 결정적 차이이다.

평형 상수 — 반응식 동전(앞면) $\rightleftharpoons$ 동전(뒷면)의 계수가 양쪽 모두 1이므로

$$K = \frac{\text{동전(뒷면)}}{\text{동전(앞면)}} = \frac{320}{320} = 1$$

반응 지수와 진행 방향 — 반응 지수 Q 는 평형 상수와 똑같은 형태의 식에 임의의 시점의 농도를 대입한 값이다. 앞면이 모두 위를 향한 초기 상태는 앞면 640개, 뒷면 0개이므로

$$Q = \frac{0}{640} = 0 \rightarrow Q = 0 < K = 1$$

$Q < K$ 는 생성물(뒷면)이 평형에 비해 부족하다는 뜻이므로, 반응은 Q 가 커지는 방향 즉 생성물이 늘어나는 정반응 방향(앞면 → 뒷면)으로 진행된다. 실제로 처음에는 뒷면 동전이 하나도 없어 역반응이 일어날 수 없으므로 정반응만 진행되며, 이는 $Q = 0$ 이라는 계산과 정확히 일치한다.

(1-2) ① 앞면 320개 ② 앞면 960개 ③ 앞면 640개

① 추가 직전 — 앞면 320 개

640개가 평형에 도달한 상태이므로 $K = 1$ 에 따라 앞면 = 뒷면이다.

$$\text{앞면} = \text{뒷면} = \frac{640}{2} = 320 \text{ 개}$$

② 추가 직후 — 앞면 960 개

앞면이 위를 향한 동전 640개를 그대로 넣었으므로 앞면만 늘어난다.

$$\text{앞면} = 320 + 640 = 960 \text{ 개}, \text{ 뒷면} = 320 \text{ 개 (변화 없음)}$$

이 순간의 반응 지수는 $Q = 320/960 = 1/3 < K = 1$ 이다. 즉 반응물이 과잉인 상태가 되었다.

③ 새 평형 — 앞면 640 개

전체 동전 수는 $640 + 640 = 1280$ 개이고, 온도(흔드는 세기)가 그대로이므로 평형 상수도 $K = 1$ 로 변하지 않는다. 새 평형에서 앞면 = 뒷면이므로

$$\text{앞면} = \text{뒷면} = \frac{1280}{2} = 640 \text{ 개}$$

②에서 ③으로 가는 동안 앞면은 $960 \rightarrow 640$ 으로 320개 줄고 뒷면은 $320 \rightarrow 640$ 으로 320개 늘었다.

르 샤틀리에 원리에 의한 해석 — 평형 상태에 있는 계에 변화를 주면, 계는 그 변화를 상쇄하는 방향으로 이동하여 새로운 평형에 도달한다.

- **변화** — 반응물(앞면 동전)의 양을 늘렸다.
- **상쇄 방향** — 늘어난 반응물을 소모하는 방향, 즉 **정반응**(앞면 → 뒷면)으로 평형이 이동한다.
- **결과** — 앞면 동전 320개가 뒷면으로 전환되어 앞면은 960개에서 640개로 줄어든다. 다만 처음 320개보다는 여전히 많으므로, 르 샤틀리에 원리는 변화를 **완화**할 뿐 **완전히 되돌리지는 못한다**.
- **평형 상수는 불변** — 새 평형에서도 $K = 640/640 = 1$ 이다. 평형 상수를 바꿀 수 있는 것은 온도뿐이며, 물질의 양을 더하거나 빼는 것은 Q 만 바꿀 뿐 K 는 바꾸지 못한다.

(1-3) 1차 반응이며, 동전이 5개 남을 때까지 70 초가 걸린다

이번에는 뒷면이 된 동전을 매번 꺼내 버리므로 역반응이 없는 **비가역 감소 반응**이 된다. 남은 동전 개수를 표로 정리하고 이웃한 값의 비를 계산한다.

흔든 시간 (초)	0	5	10	15
남은 개수 N	640	450	320	225
직전 값에 대한 비	—	$450/640 \approx 0.703$	$320/450 \approx 0.711$	$225/320 \approx 0.703$

반응 차수 판정 — 위 표에서 같은 시간 간격(5초)마다 남은 양이 항상 같은 비율로 줄어든다.

$$\frac{450}{640} \approx \frac{320}{450} \approx \frac{225}{320} \approx 0.707 = \frac{1}{\sqrt{2}}$$

남은 양이 절반이 되는 데 걸리는 시간(반감기)을 직접 확인해 보아도

- $640 \rightarrow 320 : 0\text{초} \rightarrow 10\text{초}$ (10초 소요)
- $450 \rightarrow 225 : 5\text{초} \rightarrow 15\text{초}$ (10초 소요)

로 처음 개수와 무관하게 반감기가 항상 10초로 일정하다. 반감기가 초기 농도에 의존하지 않는 것은 **1차 반응**의 결정적 특징이다.

이 반응은 **1차 반응**이며, 반감기 $t_{1/2} = 10$ 초이다.

물리적 이유 — 각 동전은 서로 독립적으로, 매 순간 같은 확률로 뒤집힌다. 따라서 단위 시간에 뒤집히는 동전의 개수는 남아 있는 동전 수 N 에 비례한다.

$$-\frac{dN}{dt} = kN \rightarrow N(t) = N_0 e^{-kt}$$

즉 속도식이 N 의 1차에 비례하므로 1차 반응이 된다.

소요 시간 계산 — 반감기가 10초이므로

$$N(t) = 640 \times \left(\frac{1}{2}\right)^{t/10}$$

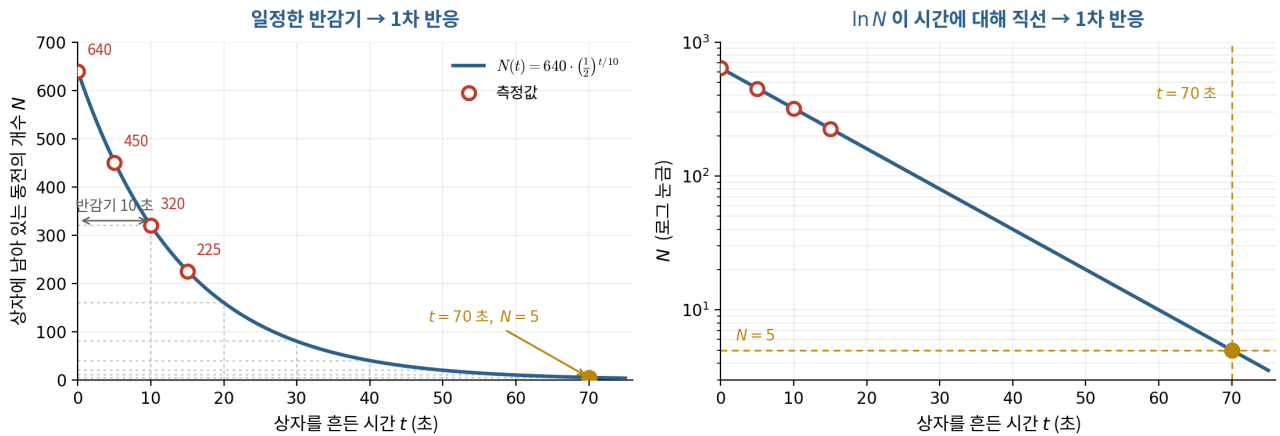
$N(t) = 5$ 가 되는 시간을 구하면

$$640 \times \left(\frac{1}{2}\right)^{t/10} = 5 \rightarrow \left(\frac{1}{2}\right)^{t/10} = \frac{5}{640} = \frac{1}{128} = \left(\frac{1}{2}\right)^7$$

$$\frac{t}{10} = 7$$

$$t = 70 \text{ 초}$$

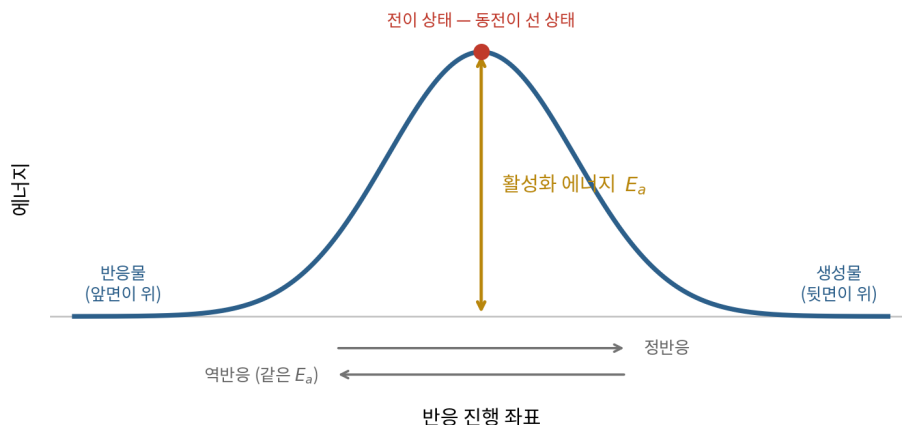
동전이 $640 \rightarrow 320 \rightarrow 160 \rightarrow 80 \rightarrow 40 \rightarrow 20 \rightarrow 10 \rightarrow 5$ 로 **7번의 반감기**를 거치는 것과 같으므로 $7 \times 10 = 70$ 초이다.



[도해] 남은 동전 수의 시간 변화 — 반감기가 10초로 일정하고, 로그 눈금에서 직선이 되어 1차 반응임을 보여 준다

(1-4) 반응물과 생성물의 에너지가 같고, 그 사이에 “선 상태”라는 에너지 봉우리가 있는 대칭적인 곡선

$\Delta H = 0$ — 반응물과 생성물의 에너지가 같다



[도해] 동전 뒤집기 반응의 반응 진행 좌표-에너지 그래프

그래프를 그리는 근거

- **양 끝의 높이가 같다** — 반응물(앞면이 위로 누운 동전)과 생성물(뒷면이 위로 누운 동전)은 물리적으로 완전히 같은 상태(그냥 누워 있는 동전)이므로 위치 에너지가 같다. 따라서 $\Delta H = 0$ 이고 그래프는 좌우 대칭이 된다.
- **가운데에 봉우리가 있다** — 동전이 뒤집히려면 반드시 **세워진 상태**를 거쳐야 한다. 세워진 동전은 무게중심이 높아 위치 에너지가 가장 큰 불안정한 상태이며, 조금만 건드려도 어느 한쪽으로 넘어져 버린다. 이것이 **전이 상태(활성화 상태)**에 해당한다.

활성화 에너지 E_a — 반응이 일어나기 위해 반드시 넘어야 하는 최소한의 에너지 언덕, 즉 **반응물의 에너지에서 전이 상태의 에너지까지의 차이**이다.

$$E_a = E(\text{선 상태}) - E(\text{누운 상태})$$

- 상자를 흔들어 주는 것은 동전에 에너지를 공급하는 일이다. 흔드는 세기가 약해 동전이 E_a 를 넘을 만큼 에너지를 얻지 못하면 동전은 결코 뒤집히지 않는다. 이는 온도가 낮으면 반응 속도가 느려지는 것에 대응한다.
- 세게 흔들수록(온도가 높을수록) E_a 를 넘는 동전의 비율이 커져 뒤집히는 속도가 빨라진다.
- **정반응과 역반응의 활성화 에너지가 같다** — 양쪽 바닥의 높이가 같고 봉우리가 가운데 있으므로 $E_a(\text{정}) = E_a(\text{역})$ 이다. 그 결과 정반응 속도와 역반응 속도가 같아지는 지점, 즉 앞면 = 뒷면인 상태가 평형이 되고 $K = 1$ 이 된다. 이는 1-1의 결과와 정확히 맞물린다.
- 동전 표면을 미끄럽게 만들거나 상자 바닥을 폭신하게 하여 세워진 상태의 에너지를 낮추는 것은 **촉매**에 해당한다. E_a 만 낮출 뿐 양 끝의 높이(즉 ΔH 와 K)는 변하지 않는다.

문제 2 같은 족 원소의 화합물 — 구조·분자 간 힘·산화수

분산력과 수소 결합 · 한계 반응물 · 중화 적정 · 산화수

(2-1)(1) 두 분자 모두 무극성이므로 분산력만 작용하는데, S가 O보다 커서 CS₂의 분산력이 훨씬 크기 때문이다CO₂와 CS₂는 모두 직선형이고 두 개의 결합 쌍극자가 정확히 반대 방향이어서 서로 상쇄된다. 따라서 두 분자 모두 무극성 분자이고, 분자 사이에는 쌍극자-쌍극자 힘이나 수소 결합이 작용할 수 없으며 오직 분산력(런던 힘)만 작용한다.**분산력의 크기를 결정하는 요인** — 분산력은 전자 구름이 순간적으로 치우쳐 생기는 순간 쌍극자에서 비롯되므로, 전자 수가 많고 원자(분자)가 커서 전자 구름이 잘 일그러질수록(분극률이 클수록) 강해진다.

비교 항목	CO ₂	CS ₂	결과
바깥 원자의 반지름	O: 64 pm	S: 104 pm	CS ₂ 가 큼
분자량	12 + 32 = 44	12 + 64 = 76	CS ₂ 가 큼
분극률·분산력	작음	큼	CS ₂ 가 강함
끓는점	-78.5 °C	46 °C	CS ₂ 가 높음

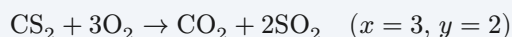
황은 산소보다 원자 반지름이 크고(104 pm 대 64 pm) 전자 수도 많아 전자 구름이 훨씬 잘 일그러진다. 그 결과 CS₂의 분산력이 CO₂보다 크게 강해 끓는점이 46 °C로 높고, 25 °C는 이보다 낮으므로 CS₂는 액체이다. 반면 CO₂의 끓는점은 -78.5 °C로 25 °C보다 훨씬 낮아 기체로 존재한다.**(2-1)(2)** H₂O에는 수소 결합이 있고 H₂S에는 사실상 없기 때문이다H₂O와 H₂S는 모두 굽은 형이어서 두 결합 쌍극자가 상쇄되지 않고 극성 분자가 된다. 여기서는 (1)과 달리 결합의 극성이 결정적이다.

비교 항목	H ₂ O	H ₂ S	결과
전기음성도 차	3.5 - 2.1 = 1.4	2.5 - 2.1 = 0.4	H ₂ O가 훨씬 큼
중심 원자 반지름	O: 64 pm	S: 104 pm	O가 작아 전하 밀집
수소 결합	강하게 형성	거의 없음	—
끓는점	100 °C	-60 °C	160 °C 차이

수소 결합이 생기는 조건 — ① H가 전기음성도가 매우 큰 F, O, N에 결합해 있고, ② 상대 원자에 비공유 전자쌍이 있으며, ③ 그 원자가 작아 전하가 좁은 곳에 모여 있을 것. 산소는 이 세 조건을 모두 만족하지만 황은 전기음성도가 2.5로 수소(2.1)와 거의 차이가 없고 원자도 커서 부분 전하가 넓게 퍼지므로 수소 결합을 이루지 못한다.따라서 H₂O 분자들은 O-H...O 수소 결합으로 서로 강하게 묶여 있어 이를 끊는 데 많은 에너지가 필요하고, 끓는점이 100 °C로 매우 높아 25 °C에서 액체이다. 반면 H₂S는 약한 쌍극자-쌍극자 힘과 분산력만 작용해 끓는점이 -60 °C에 그쳐 기체이다.**(1)과 (2)의 경향이 반대인 이유** — (1)의 CO₂·CS₂는 둘 다 무극성이라 분산력만 비교하면 되고, 분산력은 무거운 황 쪽이 강하므로 CS₂가 유리하다. 그러나 (2)의 H₂O·H₂S에서는 분산력보다 훨씬 강한 수소 결합의 유무가 지배하며, 이 항목은 오히려 산소 쪽에만 있다. 지배적인 분자 간 힘의 종류가 달라지므로 경향이 뒤집히는 것이다.같은 이유로 16족 수소화물의 끓는점은 H₂S(-60) < H₂Se < H₂Te로 분자량에 따라 규칙적으로 올라가지만 H₂O만이 계열에서 크게 벗어나 100 °C를 갖는다.

(2-2) 남은 CS₂ 의 질량 = 19 g, 300 K에서의 압력 = 7.2 atm

반응식 완성 — 원자 수를 맞춘다. 좌변 S가 2개이므로 우변 SO₂ 는 2분자, 즉 $y = 2$. 그러면 우변의 O는 $2 + 2 \times 2 = 6$ 개이므로 좌변도 O 6개, 즉 O₂ 3분자가 필요해 $x = 3$ 이다.



초기 몰수 — CS₂ 의 분자량은 $12 + 2 \times 32 = 76$ 이므로 $n_{\text{CS}_2} = 76/76 = 1.0 \text{ mol}$ 이다. 같은 온도·부피에서 기체의 부피비는 몰비와 같으므로, He와 O₂ 의 몰수를 각각 $a, 3a$ 로 둔다.

반응 진행 — O₂ 가 완전히 소모되었으므로 O₂ 가 한계 반응물이다. 계수비 CS₂ : O₂ = 1 : 3 에서

(mol)	CS ₂	O ₂	CO ₂	SO ₂
반응 전	1.0	3a	0	0
변화량	-a	-3a	+a	+2a
반응 후	1 - a	0	a	2a

He는 반응하지 않으므로 $a \text{ mol}$ 그대로 남는다.

500 K에서의 압력 조건 — CS₂ 의 끓는점은 $46^\circ\text{C} = 319 \text{ K}$ 이므로 500 K 에서는 남은 CS₂ 도 **기체**이다. 따라서 전체 기체 몰수는

$$n_{\text{전체}} = \underbrace{a}_{\text{He}} + \underbrace{a}_{\text{CO}_2} + \underbrace{2a}_{\text{SO}_2} + \underbrace{(1-a)}_{\text{CS}_2} = 3a + 1$$

$PV = nRT$ 에 대입하면

$$13 \times 10 = (3a + 1) \times 0.08 \times 500 \rightarrow 130 = 40(3a + 1) \rightarrow 3a + 1 = 3.25$$

$$a = 0.75$$

남은 CS₂ — 반응한 CS₂ 가 $a = 0.75 \text{ mol}$ 이므로

$$n_{\text{CS}_2} = 1 - 0.75 = 0.25 \text{ mol} \rightarrow m = 0.25 \times 76 = 19 \text{ g}$$

(O₂ 는 $3a = 2.25 \text{ mol}$ 이 모두 소모되었고, 이는 CS₂ 0.75 mol 만 필요로 하므로 CS₂ 가 남는다는 설정과 모순이 없다.)

300 K에서의 압력 — 300 K = 27°C 는 CS₂ 의 끓는점 46°C 보다 **낮으므로** 남은 CS₂ 0.25 mol 은 모두 **액화**된다. 조건에서 끓는점 아래의 증기압은 무시하고 액체의 부피도 무시하므로, CS₂ 는 기체 압력에 전혀 기여하지 않는다. 나머지 세 기체는 조건에 따라 계속 기체 상태이다.

$$n_{\text{기체}} = \underbrace{0.75}_{\text{He}} + \underbrace{0.75}_{\text{CO}_2} + \underbrace{1.50}_{\text{SO}_2} = 3.0 \text{ mol}$$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{3.0 \times 0.08 \times 300}{10} = 7.2 \text{ atm}$$

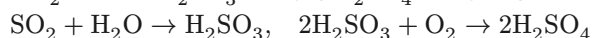
500 K에서 13 atm 이던 압력이 7.2 atm 으로 떨어지는데, 이는 온도가 낮아진 효과(500 → 300 K)와 CS₂ 0.25 mol 이 액화되어 기체에서 빠진 효과(3.25 → 3.0 mol)가 함께 작용한 결과이다.

(2-3) 필요한 NaOH 수용액의 부피 = 0.10 L = 100 mL

SO₂의 몰수 — SO₂의 분자량은 32 + 2 × 16 = 64 이고 녹인 양은 3.2 mg = 3.2 × 10⁻³ g 이므로

$$n_{\text{SO}_2} = \frac{3.2 \times 10^{-3} \text{ g}}{64 \text{ g/mol}} = 5.0 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

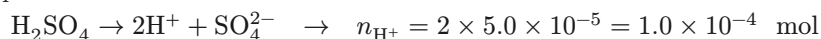
황산의 몰수 — 조건에 따라 녹은 SO₂는 모두 H₂SO₃를 거쳐 H₂SO₄로 바뀐다.



두 과정 모두 황 원자 1개가 그대로 이어지므로 SO₂ : H₂SO₄ = 1 : 1 이다.

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 5.0 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

H⁺의 몰수 — H₂SO₄는 이양성자산이고 조건에 따라 완전히 이온화한다.



중화 조건 — 완전 중화는 H⁺ + OH⁻ → H₂O 로 H⁺와 같은 몰수의 OH⁻를 넣는 것이다. NaOH는 1가 염기이므로 $n_{\text{NaOH}} = n_{\text{OH}^-} = 1.0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ 이다.

$$V = \frac{n}{c} = \frac{1.0 \times 10^{-4} \text{ mol}}{0.0010 \text{ mol/L}} = 0.10 \text{ L} = 100 \text{ mL}$$

황이 SO₂ 단계에서 그대로 H₂SO₄로 넘어가고, 그 H₂SO₄가 양성자를 2개 내놓는다는 두 가지가 계산의 핵심이다. 이 양성자산임을 놓치면 답이 절반인 50 mL가 된다.

(2-4)(1) HSO₃⁻의 S = +4, HSO₄⁻의 S = +6, S₂O₃²⁻의 S = +2 (평균)

H = +1, O = -2로 두고 각 이온의 산화수 합이 이온의 전하와 같다는 조건을 쓴다.

이온	산화수 합 조건	S의 산화수	비고
HSO ₃ ⁻ (아황산수소)	(+1) + S + 3(-2) = -1	+4	더 산화될 수 있음
HSO ₄ ⁻ (황산수소)	(+1) + S + 4(-2) = -1	+6	황의 최고 산화수
S ₂ O ₃ ²⁻ (싸이오황산)	2S + 3(-2) = -2	+2	두 황의 평균값

• 황은 16족이므로 가질 수 있는 산화수의 범위가 -2부터 +6까지이다. HSO₄⁻의 +6은 그 **최댓값**이므로 더 이상 산화될 수 없고 산화제로만 작용할 수 있다.

• S₂O₃²⁻의 +2는 두 황 원자의 **평균 산화수**이다. 실제 구조는 중심 황과 그 황에 붙은 황(치환된 산소 자리)이 서로 환경이 달라 각각 +5와 -1로 보기도 하는데, 두 값의 평균이 +2로 위 계산과 일치한다.

(2-4)(2) 녹말을 넣고 KIO₃ 수용액을 과량으로 부어, 청람색으로 변하는 쪽이 아황산수소 이온 용액이다

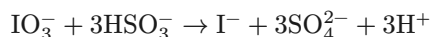
판정의 근거 — 아황산수소 이온의 황은 +4라서 +6으로 더 산화될 수 있고, 이때 IO₃⁻가 환원되어 결국 I₂가 만들어진다. 반면 황산수소 이온의 황은 이미 최고 산화수 +6이므로 더 이상 산화될 수 없어 IO₃⁻와 아무 반응도 하지 않는다. 생성된 I₂는 녹말과 만나 진한 청람색을 띤다.

실험 설계

- ① 두 비커의 용액을 각각 시험관에 같은 양(예: 1 mL)씩 덜어내고, 어느 쪽이 어느 용액인지 모르도록 A, B로 표시한다.
- ② 두 시험관에 5% 녹말 용액을 몇 방울씩 똑같이 넣는다.
- ③ 두 시험관에 0.1 M KIO₃ 수용액을 아황산수소 이온보다 충분히 과량이 되도록 (예: 시험관 용액 부피의 2배 이상) 한꺼번에 넣고 잘 섞는다.
- ④ 색 변화를 관찰한다. 청람색으로 변하는 쪽 → 아황산수소 이온 용액, 끝까지 무색인 쪽 → 황산수소 이온 용액.

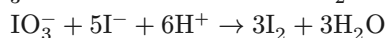
반응의 원리 (란돌트 시계 반응) — IO_3^- 와 HSO_3^- 를 섞으면 두 단계가 순서대로 일어난다.

- ① HSO_3^- 가 남아 있는 동안에는 아이오딘산 이온이 아이오딘화 이온까지 곧바로 환원된다.



I^- 는 무색이므로 이 단계에서는 색이 나타나지 않는다.

- ② HSO_3^- 가 모두 소모된 뒤에야 남은 IO_3^- 가 앞서 생긴 I^- 와 반응해 I_2 를 만든다.



이 I_2 가 녹말의 나선 구조 안에 들어가 청람색 착물을 만든다.

IO_3^- 를 **과량**으로 넣는 것이 실험 설계의 핵심이다. 소량만 넣으면 ①에서 모두 소비되어 I_2 가 생기지 않고, 두 시험관 모두 무색에 머물러 구분되지 않는다.

• **산화수로 확인** — ①에서 I는 $+5 \rightarrow -1$ 로 6개의 전자를 얻고, S는 $+4 \rightarrow +6$ 으로 각각 2개씩 3개 원자가 모두 6개의 전자를 잃어 균형이 맞는다. ②에서는 IO_3^- 의 I가 5개의 전자를 얻고 I^- 5개가 각각 1개씩 잃어 균형을 이룬다.

• **염화 칼륨 용액의 역할** — Cl^- 는 이 조건에서 산화·환원에 관여하지 않아 두 용액을 구분하지 못한다. 즉 판정에 쓰지 않는 대조·교란용 재료이다. 이온 세기를 맞추기 위한 대조 시험관에 쓸 수는 있다.

• **주의** — 두 시험관에 넣는 녹말과 KIO_3 의 양·순서·온도를 동일하게 해야 색 변화의 차이를 오직 용액의 종류 탓으로 돌릴 수 있다.

결과 정리

시험관	황의 산화수	IO_3^- 와의 반응	I_2 생성	녹말 첨가 시 색
HSO_3^- 용액	+4 (더 산화 가능)	일어남 (환원제)	생김	청람색
HSO_4^- 용액	+6 (최고 산화수)	일어나지 않음	생기지 않음	무색 유지

즉 이 실험은 “황이 더 산화될 여지가 있는가”라는 화학적 차이를 I_2 -녹말의 진한 색이라는 눈에 보이는 신호로 바꾸어 주는 설계이다. 아황산수소 이온 쪽에서 색이 곧바로 나타나지 않고 잠시 무색을 유지하다가 변하는 것도 위 두 단계 반응이 순서대로 일어나기 때문이며, 이 시간 지연 자체가 반응이 진행되고 있다는 또 하나의 증거가 된다.

핵심 개념 색인

각 학년도 문항이 다루는 핵심 개념과 그 개념이 등장한 학년도. 같은 개념이 여러 해에 반복되는지 한눈에 확인할 수 있다.

1차 이온화 에너지의 주기성	2025
2차원 가상 세계의 오비탈과 바닥상태 전자 배치	2025
강산·약산의 이온화와 총괄성	2024
격자 에너지와 이온 반지름	2024
공유 결합 그물구조와 결합각	2025
동적 평형과 평형 상수·반응 지수	2021
루이스 전자점식과 형식전하	2022
르 샤틀리에 원리	2025, 2022, 2021
르 샤틀리에 원리와 온도 전략	2026
물의 전기 분해와 표준 환원 전위	2022
바닷물의 전기 분해와 반쪽 반응	2026
반응 속도식과 1차 반응	2026
반응 속도와 분압	2025
반응 차수와 반감기	2021
반쪽 반응식과 산화수 변화	2025
반트호프 식과 삼투압	2024
분산력·쌍극자 인력과 끓는점	2024
분자 간 힘(분산력·수소 결합)과 끓는점	2021
분자 구조와 끓는점 차이	2026
분자 구조와 분자간 힘	2025
비열과 열용량	2023
산화수와 산화·환원 지시 반응	2021
산화수와 전자 수지	2022
상변화를 이용한 온도 유지	2023
상태 변화와 가열 곡선(잠열)	2023
순차 이온화 에너지	2024
이상 기체 방정식과 기체 분자 운동론	2022
이상 기체 방정식과 양적 관계	2026
이상 기체 상태 방정식	2025
이온 결합과 단위 세포	2025
전기음성도와 수소 결합	2023
주기율표의 구조	2024
중화 반응과 중화열	2024
중화 적정	2021
촉매의 활성화와 철의 제련	2026
파울리 배타 원리와 전자 배치	2024
퍼텐셜 에너지 곡선	2024
평균 결합 에너지	2023
평균 결합 에너지와 반응 엔탈피	2026
표준 생성 엔탈피와 헤스 법칙	2026, 2023, 2022
하버-보슈 공정과 평형 상수	2026
한계 반응물과 이상 기체 방정식	2021
한계 반응물과 화학 반응의 양적 관계	2022
헤스 법칙	2025
헤스 법칙(본-하버 순환)과 결합 에너지	2024
화학 평형 상수와 르 샤틀리에 원리	2023
활성화 에너지	2022
활성화 에너지와 전이 상태	2021

서울대 화학 기출 문항집

해설편 · 2021-2026 · 12문항 (6개년)

발행일	2026년 8월 17일 초판 발행
발행인	김민용
발행처	연주미디어
연락처	blueslap@naver.com
사업자등록번호	459-94-01364

문항과 제시문의 저작권은 원 출제 기관에 있으며, 편집·구성 및 예시답안의 저작권은 연주미디어에 있습니다.

이 책의 내용 일부 또는 전부를 저작권자의 서면 동의 없이 복제·배포·전송할 수 없습니다. 잘못 만들어진 책은 구입처에서 바꾸어 드립니다.

써봄 AI 논술 자동 첨삭

쓴 글을 올리면, 바로 채점과 피드백이 돌아옵니다.

무료

3회 무료 분석

회원가입만 하면 3회까지 무료로 분석해 드립니다.

결제 정보 없이 바로 시작할 수 있습니다. 첨삭 결과는 PDF 리포트로 내려받을 수 있습니다.

네 가지 영역을 점수로 보여 줍니다

- 논리 구조
- 근거 타당성
- 주장 명확성
- 언어 표현

받아 보는 것

영역별 점수와 함께 **강점, 개선점, 구체적 제안사항**이 담긴 상세 피드백이 나옵니다.

이런 분께

혼자 쓴 답안을 바로 점검하고 싶은 **수험생**, 여러 학생 글을 한 번에 채점해야 하는 **논술 교사·강사·학원**.

이용 방법

1

회원가입

이메일로 가입하면 곧바로 무료 분석 3회가 주어집니다.

2

답안 올리기

PDF · DOCX · TXT 파일을 올립니다. 한 번에 최대 10편까지 일괄 처리됩니다.

3

첨삭 받기

영역별 점수와 상세 피드백을 확인하고 PDF 리포트로 내려받습니다.



writegrow.net

QR 을 찍으면 바로 열립니다