

2016학년도 7월 고3 전국연합학력평가

정답 및 해설

과학탐구 영역

화학 II 정답

1	④	2	②	3	③	4	⑤	5	②
6	④	7	①	8	①	9	⑤	10	③
11	②	12	④	13	⑤	14	③	15	⑤
16	①	17	③	18	④	19	②	20	⑤

화학 II 해설

1. [출제의도] 액체의 성질 이해하기

액체는 분자 사이 인력과 표면 장력이 존재하며, 기화되면 부피가 증가하여 밀도는 감소한다.

2. [출제의도] 분자 사이 작용하는 힘 분석하기

모든 분자 사이에는 분산력이 있다. (가)는 극성 분자이고 (다)는 무극성 분자이며, (나)의 끓는점이 (다)보다 높은 이유는 쌍극자 힘이 존재하기 때문이다.

3. [출제의도] 수용액의 농도 이해하기

A 수용액의 밀도가 1g/mL이므로 같은 질량의 용액에 녹아 있는 용질의 몰수는 0.1 M 용액 (가)가 0.1 m 용액 (나)보다 크다. 용질 0.01 mol이 녹아 있는 용액의 질량은 (나) > (가)이므로 퍼센트 농도는 (가) > (나)이고 몰랄 농도 또한 (가) > (나)이다. 따라서 어는점 내림은 (가) > (나)이므로 어는점은 (나) > (가)이다. (나)에 증류수 100 g을 첨가하면 $\frac{0.0094}{0.194} \approx 0.048$ m이다.

4. [출제의도] 기체의 온도와 부피 관계 분석하기

압력이 일정한 상태에서 온도가 변하는 과정이므로 $V \propto nT$ 이다. N₂의 몰수를 x, SO₂의 몰수를 y라 하면 $1.5:(x+y) \times 300 = 1.6:x \times 400$ 이므로 $\frac{x}{y} = 4$ 이다.

5. [출제의도] 고체 결정의 격자 구조 이해하기

A 양이온은 면심 입방 구조로 꼭짓점과 면에 위치하고 있어 단위세포 안에 $\frac{1}{8} \times 8 + \frac{1}{2} \times 6 = 4$ 개이고, B 음이온은 단위세포 안에 8 개가 존재하여 화학식은 AB₂이다.

6. [출제의도] 용액의 증기 압력 분석하기

액체 B의 증기 압력이 액체 A보다 크므로 X는 액체 B의 증기 압력 곡선이다. 기준 끓는점은 1기압에서의 끓는점이므로 액체 A가 B보다 높다. 액체 A와 B의 온도를 t₂°C로 올리면 증기 압력의 차이가 커지므로 h도 증가한다.

7. [출제의도] 물질의 상평형 이해하기

삼중점은 세 가지 상이 존재하는 점이며, P기압에서 녹는점은 용해 곡선에, 끓는점은 증기 압력 곡선에 위치하는 온도이다. 용해 곡선에서 물질에 압력을 높여 고체가 되면 용해 곡선은 양의 기울기를 가진다.

8. [출제의도] 이온 결정의 용해 과정 이해하기

ΔH_1 은 이온 결합을 끊는 과정의 반응열이므로 $\Delta H_1 > 0$ 이다. 용해 과정이 흡열 반응이므로 $\Delta S_{\text{주위}} < 0$ 이고, 자발적 반응이므로 $\Delta S_{\text{전체}} = \Delta S_{\text{계}} + \Delta S_{\text{주위}} > 0$ 에 의해 $|\Delta S_{\text{계}}| > |\Delta S_{\text{주위}}|$ 이다. T에서 온도를 높이면 TΔS가 증가하여 |ΔG|는 커진다.

9. [출제의도] 표준 전지 전위와 자유 에너지 변화 이해하기

A⁺의 E°는 +0.80 V이므로 HCl(aq)에 A(s)를 넣어도 반응하지 않는다. A가 산화되고 B²⁺가 환원되는 반응의 $\Delta G^\circ > 0$ 으로 비자발적이다. 금속의 반응성은 B > A이며 x는 +0.80 V보다 작다. $E_{\text{전지}}^\circ = +0.80 \text{ V} - (-0.76 \text{ V}) = +1.56 \text{ V}$ 이다.

10. [출제의도] 약산의 이온화 반응식 이해하기

K_a가 작은 HB가 HA에 비해 약산이므로 염기의 세기는 B⁻ > A⁻이고, $K_a = C\alpha^2$ 이므로 1 M HB(aq)의 α는 1×10^{-5} 이다. HA(aq) + B⁻(aq) ⇌ HB(aq) + A⁻(aq)의 $K = \frac{2 \times 10^{-5}}{1 \times 10^{-10}} = 2 \times 10^5$ 이다.

11. [출제의도] 헤스 법칙 이해하기

HI(g)의 생성 엔탈피는 $\frac{53}{2}$ kJ/몰, 결합 에너지는 $\frac{1}{2} \times (436 + 151 + 62 - 53) = 298$ kJ/몰이다. H₂(g) + I₂(s) → 2HI(g)의 반응은 ΔH > 0이고, ΔS > 0이므로 자발성 여부는 온도에 따라 다르다.

12. [출제의도] 고체의 용해도 곡선 이해하기

60°C에서 포화 상태의 X 수용액 180 g과 Y 수용액 140 g을 20°C로 낮추면 석출되는 고체 질량은 X는 60 g, Y는 20 g이다. 60°C에서 20°C가 될 때 석출된 고체 질량이 3:2이므로 용해도 곡선에서 석출되는 질량비를 고려하면 60°C에서 포화 상태의 X 수용액은 90 w g, Y 수용액은 140 w g이므로 $\frac{x}{y} = \frac{9}{14}$ 이다.

13. [출제의도] 온도 변화와 평형 이동 이해하기

T₁에서 A가 0.4 M 감소할 때 B는 0.8 M 증가하므로 a:b=1:2이다. T₂에서 B의 농도는 0.4이므로 $K = \frac{[B]^2}{[A]} = \frac{(0.4)^2}{0.8} = 0.2$ 이다. 평형 상수는 T₁에서 크므로 온도는 T₁ > T₂이다. T₂의 평형 상태에서 A와 B를 1 몰씩 첨가하면 $Q = \frac{(1.4)^2}{1.8} > K$ 이므로 평형은 역반응 쪽으로 이동한다.

14. [출제의도] 자유 에너지 변화 이해하기

T₁에서 T₁ΔS = ΔH - ΔG이고 그래프에서 ΔG가 ΔH보다 작아 T₁ΔS는 0보다 크다. T₂는 평형 상태이므로 ΔG=0이고 $\Delta S = \frac{\Delta H}{T_2}$ 이다. ΔH > 0으로 흡열 반응이고, 온도가 높아지면 평형은 정반응 쪽으로 이동하므로 생성물의 양이 증가하여 평형 상수는 T₃에서가 T₂에서보다 크다.

15. [출제의도] 수용액의 끓는점 오름 분석하기

$\Delta T_b = K_b \times m$ 이고 (가)에서 A를 12 g 넣었을 때 $1.04 = 0.52 \times m$, $m = \frac{n_A}{0.1} = 2$ 이고 $n_A = \frac{12}{M_A} = 0.2$ 이므로 M_A=60이다. (나)에서 B를 12 g 넣었을 때 $m = \frac{n_A + n_B}{0.05} = 2$ 이므로 $n_A + n_B = \frac{3}{M_A} + \frac{12}{M_B} = 0.1$, M_B = 240이다. T₁은 물 50 g에 A를 3 g 넣었으

므로 T₁=100.52°C이다. x=18 g일 때 끓는점의

차이는 $K_b \times \frac{n_A}{0.1} - K_b \times \frac{n_A + n_B}{0.05} = 0.26^\circ\text{C}$ 이다.

16. [출제의도] 전기 분해와 양적 관계 분석하기

t~3t에서 X²⁺+2e⁻→X의 반응이 일어난다. 0.2 몰의 X²⁺이 환원되기 위해서는 0.4 몰의 전자가 필요하므로 t초는 0.2 몰의 전자가 이동한다. 전자 1 몰에 해당하는 전하량은 96500 C이고, Q=It에 의해 $96500 \times 0.2 = 2 \times t$, t=9650 초이다. 0~t에서 Y⁺가 환원된다. t초 동안 0.2 몰의 전자가 이동하므로 Y⁺+e⁻→Y의 반응을 통해서 Y⁺는 0.2 몰 녹아 있음을 알 수 있다. Y⁺가 환원된 후에 X²⁺가 환원되므로 표준 환원 전위(E°)는 Y⁺이 X²⁺보다 크다.

17. [출제의도] 온도와 농도의 변화에 따른 평형 이동 이해하기

평형 II 이후 X를 제거하였을 때 (가)의 부분 압력이 반응물의 감소량이 생성물의 감소량에 비해 상대적으로 작으므로 (가)는 Y이다. t₁에서 Y의 부분 압력이 감소하였을 때 전체 압력은 증가하였으므로 a > b이다. ΔH < 0보다 작고 t₁에서 역반응이 진행되었으므로 온도는 높아지고 ΔG > 0이며, K는 평형 I이 평형 II에서보다 크다.

18. [출제의도] 중화 적정과 염의 가수 분해 분석하기

(가)에서 $[\text{OH}^-] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{1 \times 10^8}$ 이므로 $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{1 \times 10^8} = 10^{-14}$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$ 이다. HA의 $K_a = C\alpha^2 = 0.1 \times (\frac{10^{-3}}{0.1})^2 = 1 \times 10^{-5}$ 이다.

(나)에서 $[\text{OH}^-] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{1 \times 10^4}$ 이므로, $K_w = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{1 \times 10^4} = 10^{-14}$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5}$, pH=5이다. (다)는 중화점이므로 중화반응으로 인해 생성된 A⁻의 가수 분해가 일어난다. A⁻+H₂O→HA+OH⁻의 이온화 상수 $K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = 10^{-9}$ 이다.

[HA]=[OH⁻]이고 $[\text{A}^-] = \frac{0.1\text{M} \times 100\text{mL}}{200\text{mL}} = 0.05\text{M}$ 이

므로 $K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0.05} = 10^{-9}$, $[\text{OH}^-]^2 = 0.05 \times 10^{-9}$ 이다. $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$ 를 $x = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{OH}^-]}$ 에 대입하면 $\frac{10^{-14}}{0.05 \times 10^{-9}} = 2 \times 10^{-4}$ 이다.

19. [출제의도] 헤스 법칙을 이용한 생성열 이해하기

C₂H₅OH(l)의 연소 반응식은 C₂H₅OH(l)+3O₂(g)→2CO₂(g)+3H₂O(l), ΔH=-1368 kJ/몰이다. ΔH=ΣΔH_{생성}(생성물)-ΣΔH_{생성}(반응물)이므로 2×(-394)+3×(-286)-x=-1368 이고, 따라서 x=-278이다.

20. [출제의도] 기체 반응에 따른 압력 변화 분석하기

(나)에서

반응식	2A	+	B	→	2C
초기	2xN		2P ₁ N		0
반응	-2xN		-xN		+2xN
반응 후	0		2P ₁ N-xN		2xN

4P₂N=2P₁N-xN, P₂= $\frac{1}{6}$ P₁이므로 $x = \frac{4}{3}P_1$ 이다.

(다)에서

반응식	2A	+	B	→	2C
초기	$2yN$		$\frac{2}{3}P_1N$		$\frac{8}{3}P_1N$
반응	$-\frac{4}{3}P_1N$		$-\frac{2}{3}P_1N$		$+\frac{4}{3}P_1N$
반응 후	$2yN - \frac{4}{3}P_1N$		0		$4P_1N$

$6P_3N = 2yN - \frac{4}{3}P_1N$, $P_3 = \frac{1}{9}P_1$ 이므로 $y = P_1$ 이다.
 $x > y$ 이고, (가)에서 A와 B의 몰수 비는 7:3이다.
 (나)에서 C의 부분 압력은 $\frac{2}{3}P_1$ 으로 (다)에서의 값과 같다.