

2014학년도 대학수학능력시험 예비평가 (화학Ⅱ)

정답 및 해설

<정답>

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

<해설>

1. 염화나트륨(NaCl)은 금속 원소인 나트륨(Na)과 비금속 원소인 염소(Cl_2) 사이의 이온 결합에 의해 생성된 화합물이다. 나트륨은 3주기 1족 원소로 전자 1개를 잃고 Ne과 같은 전자배치를 가지게 되며, 염소는 3주기 17족 원소로 전자 1개를 얻고 Ar과 같은 전자배치를 가지게 되어 옥텟 규칙을 만족하게 된다. 따라서 나트륨과 염소는 서로 전자를 주고받아 Na^+ 과 Cl^- 이 되고, 두 이온 사이의 정전기적 인력에 의해 이온 결합을 형성한다.

<정답 맞히기> ㄱ. 염화나트륨은 나트륨 이온과 염화 이온 사이의 정전기적 인력에 의한 이온 결합에 의해 형성된 화합물이므로 이온 결정이다.

ㄴ. 이온 결정은 고체 상태에서는 양이온과 음이온이 가까이 붙어 있어 이온이 자유롭게 움직일 수 없지만, 용융된 상태인 액체 상태에서는 양이온과 음이온 사이의 거리가 멀어져 자유롭게 움직일 수가 있다. 따라서 NaCl이 용융된 상태에서는 Na^+ 이 (-)극으로 Cl^- 이 (+)극으로 끌려가게 되므로 전기 전도성을 가지게 된다.

ㄷ. NaCl은 그림과 같이 면심 입방 격자를 이루고 있다. 면심 입방 격자의 단위 세포 속에 포함된 이온 수를 계산해 보면 다음과 같다.

Na^+ 의 수 : 모서리에 존재하는 이온 수 $\times \frac{1}{4}$ (단위 세포 속에 포함되어 있는 부분) + 면심 입방

격자의 중심에 존재하는 이온 수 = $12 \times \frac{1}{4} + 1 = 4$ 개

Cl^- 의 수 : 면에 존재하는 이온 수 $\times \frac{1}{2}$ (단위 세포 속에 포함되어 있는 부분) + 꼭짓점에 존재

하는 이온수 $\times \frac{1}{8}$ (단위 세포 속에 포함되어 있는 부분) = $6 \times \frac{1}{2} + 8 \times \frac{1}{8} = 4$ 개

따라서 단위 세포 속에 포함되어 있는 양이온(Na^+)과 음이온(Cl^-)의 수는 같다.

2. <정답 맞히기> 물을 전기 분해하면 (+)극에서 산소 기체가, (-)극에서 수소 기체가 발생하며, 각 전극에서 일어나는 반응은 다음과 같다.

(+)극 : $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2 + 4\text{e}^-$ (-)극 : $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2$

위 반응과 같이 전기 분해는 전자의 이동에 의해 일어나는 반응으로 산화 환원 반응이다.

물의 전기 분해는 상온에서 쉽게 일어나지 않으므로 많은 에너지를 필요로 하는데, 염록체에서 어떤 단백질의 작용에 의해 상온에서도 물의 전기 분해가 쉽게 일어났다면, 이 반응에 관

여한 단백질이 촉매로 작용했기 때문이라 할 수 있다. 촉매는 활성화 에너지를 낮추어 반응을 빠르게 하기도 하며, 반응이 효율적으로 일어나기 쉽게 한다.

3. <정답 맞추기> ㄱ. 끓는점은 분자 사이의 힘이 클수록 높다. 무극성 분자의 경우 분자 사이에 분산력이 작용하는 데, 분산력은 분자의 분자량이 클수록 크다. 따라서 무극성 분자인 프로페인의 끓는점이 무극성 분자인 에테인보다 높은 것은 분자 사이에 작용하는 힘인 분산력이 크기 때문이다.

ㄴ. 프로페인은 메탄올보다 분자량이 크므로 분산력이 크다고 할 수 있다. 그럼에도 불구하고 메탄올의 끓는점이 프로페인보다 높은 것은 메탄올 분자 사이에 수소 결합이 작용하여 분자 사이의 힘이 메탄올이 프로페인보다 크기 때문이라 할 수 있다.

ㄷ. 메탄올과 에탄올은 모두 극성 분자이면서 수소 결합을 하는 물질이다. 그런데 에탄올이 메탄올보다 분자량이 더 크므로 에탄올 분자 사이에 작용하는 분산력이 더 커 메탄올보다 끓는점이 더 높다.

4. <정답 맞추기> ㄱ. 그림 (가)의 E_1 은 활성화 에너지(E_a)이다. 그림 (나)에서 E_2 는 E_a 보다 크므로 E_2 는 E_1 보다 크다.

<오답 피하기> ㄴ. 온도가 높아지면 분자의 운동 에너지가 커지게 되므로, 온도를 높이면 운동 에너지에 따른 분자 수의 분포에서 그래프는 전체적으로 오른쪽으로 이동하게 되어 활성화 에너지보다 큰 에너지를 가지는 분자 수가 더 많아지게 된다. 따라서 T_2 는 T_1 보다 높다.

ㄷ. 반응 속도 상수(k)는 온도가 높을수록 크므로 온도가 높은 T_2 일 때가 T_1 일 때보다 크다.

5. <정답 맞추기> ㄴ. 몰농도(M)는 용액 1L 속에 녹아 있는 용질의 몰수이다. B에 녹아 있는 수은의 몰농도를 구하면 다음과 같다.

B에 포함되어 있는 수은의 농도가 0.02mg/L이므로 이 지하수 1L 속에 0.02mg의 납이 포함되어 있다고 할 수 있다. 따라서 B에 포함된 납의 몰수 = $\frac{0.02 \times 10^{-3} \text{g}}{200 \text{g/mol}} = 1 \times 10^{-7} \text{몰}$ 이며, B에 포함

되어 있는 수은 농도 = $\frac{\text{용질의 몰수}}{\text{용액의 부피}} = \frac{1 \times 10^{-7} \text{몰}}{1 \text{L}} = 1 \times 10^{-7} \text{M}$ 이다.

ㄷ. ppm은 용액 10⁶g 속에 녹아 있는 용질의 질량을 백만율로 나타낸 것이다.

B에 포함되어 있는 납의 농도가 0.01mg/L이므로 이 지하수 1L 속에 0.01mg의 납이 포함되어 있다고 할 수 있다. 또한 1mg = 10⁻³g이고, 용액의 밀도가 1g/mL이므로 용액 1L의 질량은 1Kg(=1000g)이다. B에 포함된 납의 농도를 ppm으로 변환하면 다음과 같다.

$$\text{납의 농도(ppm)} = \frac{0.01 \text{mg} \times 10^{-3} \text{g/mg}}{1 \text{L} \times 1000 \text{mL/L} \times 1 \text{g/mL}} \times 10^6 = \frac{1 \times 10^{-5} \text{g}}{1000 \text{g}} \times 10^6 = 0.01 \text{ppm}$$

B에 포함되어 있는 수은의 농도가 0.02mg/L이므로 이 지하수 1L 속에 0.02mg의 수은이 포함되어 있다고 할 수 있다. B에 포함된 수은의 농도를 ppm으로 변환하면 다음과 같다.

$$\text{수은의 농도(ppm)} = \frac{0.02 \text{mg} \times 10^{-3} \text{g/mg}}{1 \text{L} \times 1000 \text{mL/L} \times 1 \text{g/mL}} \times 10^6 = \frac{2 \times 10^{-5} \text{g}}{1000 \text{g}} \times 10^6 = 0.02 \text{ppm}$$

따라서 B에 포함된 납의 농도는 수질 기준을 초과하지 않았지만, 수은의 농도가 수질 기준을 초과했으므로 B는 먹는 물로 적합하지 않다.

<오답 피하기> ㄱ. A에 포함되어 있는 납의 농도가 0.005mg/L이므로 이 지하수 1L 속에 0.005mg의 납이 포함되어 있다고 할 수 있다. 납의 농도를 ppm으로 변환하면 다음과 같다.

$$\text{납의 농도(ppm)} = \frac{0.005\text{mg} \times 10^{-3}\text{g/mg}}{1\text{L} \times 1000\text{mL/L} \times 1\text{g/mL}} \times 10^6 = \frac{5 \times 10^{-6}\text{g}}{1000\text{g}} \times 10^6 = 5 \times 10^{-3}\text{ppm}$$

A에 포함된 납의 농도는 0.005ppm이므로 수질 기준을 초과하지 않았다.

6. <정답 맞히기> ㄱ. 엔트로피(S)는 무질서도의 척도를 말하는 것으로 무질서한 상태일수록 엔트로피가 크다. 따라서 고체 상태의 이산화탄소에서 기체 상태의 이산화탄소로 되는 승화 과정은 질서 있는 상태에서 무질서한 상태로 되는 변화이므로 계의 엔트로피가 증가하는 과정이라 할 수 있다. 그러므로 드라이아이스의 승화 과정에서 계의 엔트로피 변화(ΔS)는 양(+)의 값이다.

ㄴ. 드라이아이스가 승화될 때 주위로부터 열을 흡수하므로 주위의 온도는 내려가게 된다. 따라서 주위에서는 엔트로피가 감소하는 과정이 일어나므로 주위의 엔트로피 변화($\Delta S_{\text{주위}}$)는 음(-)의 값이다.

ㄷ. 전체 엔트로피의 변화는 계와 주위의 엔트로피의 변화를 합한 값과 같은데, 전체 엔트로피의 변화가 0보다 클 때 반응은 자발적으로 일어나게 된다. 25℃에서 드라이아이스의 승화는 자발적으로 일어나므로 전체 엔트로피의 변화는 0보다 크다고 할 수 있다. 이는 계의 엔트로피의 변화(양(+))의 값이 주위의 엔트로피의 변화(음(-))의 값보다 크기 때문이다.

7. <정답 맞히기> ㄴ. 기체 분자의 평균 운동 에너지는 기체의 종류와 상관없이 절대 온도에만 비례한다. 따라서 절대 온도가 높은 Ne이 He보다 기체 분자의 평균 운동 에너지가 크다.

<오답 피하기> ㄱ. 기체의 분자수는 $\frac{PV}{T}$ 에 비례한다. (가)와 (나)에 들어 있는 기체의 분자수는 다음과 같다.

$$\text{(가) (He의 분자수} + \text{N}_2\text{의 분자수)} \propto \frac{1 \times 1}{300} + \frac{1 \times 2}{300} = \frac{3}{300}$$

$$\text{(나) (Ne의 분자수} + \text{N}_2\text{의 분자수)} \propto \frac{1 \times 1}{400} + \frac{1 \times 2}{400} = \frac{3}{400}$$

(가)에 들어 있는 기체의 총 분자 수가 (나)에 들어 있는 기체의 총 분자 수보다 많다.

ㄷ. 그레이엄 법칙에 의해 기체의 확산 속도는 분자량의 제곱근에 반비례한다.

$$\frac{v_{\text{He}}}{v_{\text{N}_2}} = \sqrt{\frac{M_{\text{N}_2}}{M_{\text{He}}}} = \sqrt{\frac{28}{4}} = \sqrt{7}, \text{ 따라서 헬륨의 확산 속도는 질소보다 } \sqrt{7} \text{ 배 빠르다.}$$

8. <정답 맞히기> ㄱ. 기체의 반응에서 반응 후 기체의 몰수가 많아지면 무질서도가 증가하므로 엔트로피가 증가하게 된다. 그런데, (가) 반응이 일어나면 반응 후 기체의 몰수가 감소하게 되므로 이 반응의 엔트로피 변화는 음(-)의 값이다. 따라서 $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ 에서 이 반응

의 엔트로피 변화(ΔS)가 0보다 작을 때 $-T\Delta S$ 항이 양(+)의 값을 가지므로, 자유 에너지(ΔG)가 0보다 작으려면 이 반응의 엔탈피 변화(ΔH)는 $-T\Delta S$ 항 보다 큰 음(-)의 값을 가져야 한다. 따라서 (가)는 $\Delta H < 0$ 이므로 발열 반응이다.

ㄷ. (나)의 반응이 일어날 때 기체의 몰수가 증가하므로 이 반응의 엔트로피 변화(ΔS)는 0보다 크다고 할 수 있다. 일정한 압력에서 $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ 에서 이 반응의 엔트로피 변화(ΔS)는 0보다 크고, 엔탈피 변화(ΔH)는 0보다 작으므로 온도와 상관없이 자유 에너지 변화(ΔG)는 항상 음(-)의 값을 가지게 된다. 따라서 0℃로 온도를 낮추어도 자유 에너지 변화(ΔG)는 0보다 작은 값을 가진다.

<오답 피하기> ㄴ. (다) 반응은 (가)와 (나)의 반응을 합한 것과 같으므로 깁스 자유 에너지가 0보다 작다고 할 수 있다. 따라서 (다) 반응은 자발적으로 일어난다.

9. <정답 맞히기> 기체의 분자 수가 일정할 때 온도에 따른 부피의 그래프에서 기울기는 압력에 반비례한다. 또한 외부 압력이 높을수록 기체의 분자 사이의 거리가 가까워져 액화되기 쉬우므로 압력이 높을수록 높은 온도에서 액화된다. 따라서 질량이 m_1 인 추를 질량이 m_2 인 추($m_2 > m_1$)로 바꾸어 실험을 하면 외부 압력이 증가하므로 ①의 그래프처럼 온도에 따른 부피의 기울기는 작아지며, 기체에 가해지는 압력이 커지므로 높은 온도에서 액화되어 부피가 급격히 작아지게 된다.

10. <정답 맞히기> ㄱ. $\text{NO}(g)$ 생성의 열화학 반응식은 $\text{N}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{NO}(g)$ ΔH_2 으로, ΔH_2 는 $\text{NO}(g)$ 2몰이 생성될 때의 엔탈피 변화이다. 생성열(ΔH)은 어떤 화합물 1몰이 성분 원소의 가장 안정된 원소로부터 생성될 때 방출하거나 흡수하는 열량이므로 $\text{NO}(g)$ 의 생성열(ΔH)은 $\frac{1}{2}\Delta H_2$ 이다.

ㄴ. 결합이 끊어질 때 에너지를 흡수($\Delta H > 0$)하고, 결합이 생성될 때 에너지를 방출($\Delta H < 0$)한다. 반응물의 결합이 끊어질 때 흡수하는 에너지와 생성물의 결합이 생성될 때 방출하는 에너지의 차이가 반응열(ΔH)이다. 따라서 $2\text{NO}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{NO}_2(g)$ 의 반응열(ΔH)은 반응물의 결합 에너지의 합(ΔH_1)에서 생성물의 결합 에너지의 합(ΔH_2)을 뺀 값인 $\Delta H_1 - \Delta H_2$ 과 같다.

<오답 피하기> ㄷ. $\Delta H_2 + \Delta H_1$ 은 $\text{N}_2(g)$ 의 결합 에너지 + ($\text{O}_2(g)$ 의 결합 에너지) $\times 2$ 와 같다.

11. 25℃에서 실린더 내 기체는 평형 상태를 유지하고 있으므로 실린더에 작용하는 외부 압력은 내부 기체의 압력과 같은 2기압이다. 외부 압력을 2기압으로 유지한 상태에서 온도를 100℃로 높이면 실린 내 기체의 부피가 증가하게 되어 기체의 압력이 2기압이 된다. 따라서 100℃에서도 물에 가해지는 외부 압력이 2기압을 유지하게 되므로 물의 증기압이 외부 압력과 같지 않아 물은 끓지 않는다.

<정답 맞히기> ㄴ. 온도를 100℃로 높이면 실린더 내 기체의 부피가 증가하게 되므로 기체의 전체 압력은 2기압이 된다.

ㄷ. 100℃에서 물의 증기압이 1기압이므로 100℃의 실린더 속에 존재하는 수증기의 압력은 1기압이며, 전체 압력이 2기압이므로 헬륨의 압력도 1기압이라 할 수 있다. 따라서 온도와 부

피가 같을 때 기체의 분자 수는 압력에 비례하므로 100℃의 실린더 속에 존재하는 두 기체의 분자 수는 같다.

<오답 피하기> ㄱ. 외부 압력과 액체의 증기압이 같을 때 액체는 끓게 되는데, 온도를 100℃로 높여도 물에 가해지는 외부 압력은 2기압이므로 100℃ 물의 증기압인 1기압보다 크다. 따라서 물은 끓지 않는다.

12. <정답 맞히기> ㄴ. 반응 속도(v) = $\frac{\text{농도 변화량}}{\text{시간 변화량}}$ 이므로, 반응 (가)와 (나)의 평균 속도는 $v_{(가)} = \frac{0.4M}{20초} = 0.02M/초$, $v_{(나)} = \frac{1.5M}{20초} = 0.075M/초$ 이다. 따라서 반응 (나)의 반응 속도가 (가)보다 크다.

<오답 피하기> ㄱ. 반응 (가)와 (나)는 1차 반응이므로, 두 반응의 반감기는 일정하다. 또한 반감기는 반응물의 초기 농도가 절반이 되는 데까지 걸리는 시간을 말한다. 반응 (가)에서 A의 농도가 0.8M에서 이 농도의 절반인 0.4M으로 되는 데 20초가 걸렸으므로 반응 (가)의 반감기는 20초이다. 반응 (나)에서 B의 농도가 2.0M에서 0.5M으로 되는 데 20초가 걸렸으므로 $t=0$ 일 때 농도의 절반인 1.0M으로 되는 데 걸리는 시간은 10초이다. 따라서 반응 (나)의 반감기는 10초이므로, 반감기는 (나)가 (가)보다 짧다.

ㄴ. 반응 (가)는 반감기가 20초이므로 t 가 40초 일 때 반응물 A의 농도는 20초일 때 농도의 $\frac{1}{2}$ 이 되므로 0.2M이다. (나)는 반감기가 10초이므로 t 가 40초 일 때 반응물 B의 농도는 20초일 때 농도의 $\frac{1}{4}$ 이 되므로 0.125M이다. 따라서 40초 일 때 반응물의 농도는 (가)가 (나)보다 크다.

13. <정답 맞히기> ㄴ. (나)에서 물질 A의 온도는 어는점과 같은 41℃이므로 고체 A와 액체 A가 평형 상태에 있다고 할 수 있다. 따라서 자유 에너지 변화(ΔG)는 0이다.

<오답 피하기> ㄱ. (가)에서 A는 36℃의 고체 상태이므로 A의 어는점(41℃)보다 낮은 온도에 있다. 어는점보다 낮은 36℃에서는 고체 상태가 액체 상태보다 안정한 상태라고 할 수 있어 A의 용해는 일어나지 않는다. 따라서 이 온도에서 용해는 비자발적이다.

ㄴ. (다)에서 A는 46℃의 액체 상태이므로 A의 어는점(41℃)보다 높은 온도에 있다. 어는점보다 높은 46℃에서는 액체 상태가 고체 상태보다 안정한 상태라고 할 수 있어 A의 응고는 일어나지 않는다. 따라서 이 온도에서 응고는 비자발적이므로 $A(l) \rightarrow A(s)$ 의 자유 에너지는 증가한다.

14. <정답 맞히기> ① (가)의 반응에 촉매를 넣어주면 화학 평형에 영향을 주지 않지만 반응 속도는 빠르게 하므로 화학 평형에 빨리 도달하게 한다. 따라서 (나)와 같은 그래프를 얻을 수 있다.

<오답 피하기> ② (가)의 반응에 반응물을 추가하면, 추가하는 순간 용기의 부피 변화 없이 기체의 몰수가 증가하므로 t 에서의 압력이 순간적으로 급격히 증가하게 된다.

③ (가)의 반응에서 생성물을 제거하면, 제거하는 순간 용기의 부피 변화 없이 기체의 몰수가 감소하므로 t 에서의 압력이 순간적으로 급격히 감소하게 된다.

④ 온도를 높이면 기체 분자의 평균 운동 에너지가 증가하여 운동 속도가 빨라지므로 순간적으로 반응 용기에 있는 기체의 압력이 급격히 증가하게 된다. 또한, 정반응의 반응 속도와 역반응의 반응 속도가 모두 빨라지게 되는데, 정반응이 발열 반응이므로 (가)보다 반응물이 덜 반응하게 된다. 따라서 평형 상태에서 암모니아의 몰수는 (가)보다 감소하고, 질소와 수소의 몰수는 (가)보다 증가하게 되므로 평형 상태에서의 압력은 (가)보다 높아진다.

⑤ 온도를 낮추면 기체 분자의 평균 운동 에너지가 감소하여 운동 속도가 느려지므로 순간적으로 반응 용기에 있는 기체의 압력이 급격히 감소하게 된다. 또한, 정반응의 반응 속도와 역반응의 반응 속도가 모두 느려지게 되는데, 정반응이 흡열 반응이므로 (가)보다 반응물이 더 반응하게 된다. 따라서 평형 상태에서 암모니아의 몰수는 (가)보다 증가하고, 질소와 수소의 몰수는 (가)보다 감소하게 되므로 평형 상태에서의 압력은 (가)보다 낮아진다.

15. <정답 맞추기> ㄱ. (가) 상태의 A 수용액의 끓는점 오름이 0.26°C 이므로,

끓는점 오름(ΔT) = 끓는점 오름 상수(K_b) $\times m$ (몰랄농도), $0.26^\circ\text{C} = 0.52^\circ\text{C}/m \times \text{몰랄 농도}(m)$,
몰랄 농도(m) = $0.5m$ 이고,

몰랄 농도(m) = $\frac{\text{용질의 몰수}(n)}{\text{용매의 질량}(W)}$, $0.5m = \frac{n}{0.1kg}$, $n = 0.05\text{mol}$ 이다.

따라서 $n = \frac{\text{용질의 질량}(w)}{\text{용질의 분자량}(M)}$ 이므로, $0.05\text{mol} = \frac{a}{M}$, 용질의 분자량은 $20a$ 이다.

ㄷ. (나) 상태의 B 수용액의 어는점 내림은 0.93°C 이므로,

어는점 내림(ΔT) = 어는점 내림 상수(K_f) $\times m$ (몰랄농도), $0.93^\circ\text{C} = 1.86^\circ\text{C}/m \times \text{몰랄 농도}(m)$,
몰랄 농도(m) = $0.5m$ 이다.

따라서, 수용액 (나)의 끓는점 오름(ΔT) = 끓는점 오름 상수(K_b) $\times m$ (몰랄농도) = $0.52^\circ\text{C}/m \times 0.5m = 0.26^\circ\text{C}$ 이므로 수용액 (나)의 끓는점은 100.26°C 이다.

<오답 피하기> ㄴ. 수용액 (가)에서 용질 A의 몰수는 0.05mol 이다. 수용액 (나)에서 용질 B의 몰수를 구하면, 몰랄 농도(m) = $\frac{\text{용질의 몰수}(n)}{\text{용매의 질량}(W)}$, $0.5m = \frac{n}{0.1kg}$, $n = 0.05\text{mol}$ 이다. 어는점

내림은 비전해질 비휘발성 용질의 종류와 상관없이 용질의 총 몰수에 비례하므로 두 수용액을 혼합하면 용매 200g 에 용질 A와 B 각 0.05mol 씩 존재하므로 어는점 내림(ΔT) = 어는점 내림 상수(K_f) $\times m$ (몰랄농도) = $1.86^\circ\text{C}/m \times 0.5m = 0.93^\circ\text{C}$ 이다. 따라서 이 혼합 용액의 어는점은 -0.93°C 이다.

16. <정답 맞추기> ㄱ. $K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$ 이므로 이 식에 HA와 A^- 의 농도를 대입하여 풀면 $[\text{H}^+]$

= $1 \times 10^{-5}\text{M}$ 이다. 따라서 $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1 \times 10^{-5}\text{M}) = 5$ 이다.

<오답 피하기> ㄴ. $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$ 의 반응이 일어나는 수용액에 NaA(s) 를 첨가하여 녹이면 수용액 A^- 의 농도가 증가하므로 공통 이온 효과에 의해 A^- 의 이온의 농도가 감소하는 방향인 역반

응이 일어나게 되어 H^+ 의 농도가 감소하게 된다. 따라서 pH는 증가한다.

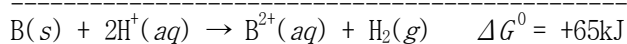
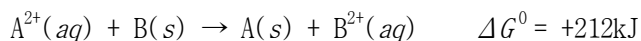
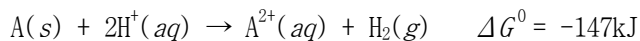
ㄷ. $NaOH(s)$ $5 \times 10^{-3} mol$ 을 첨가하면 HA가 모두 반응하여 중화된다. 그런데, A^- 는 약산인 HA의 짝염기이므로 물과 가수 분해 반응($A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$)을 하여 OH^- 을 생성하므로 수용액의 pH는 7보다 커진다.

17. <정답 맞히기> ㄴ. 르샤틀리에 원리에 의해 평형 상태에 있는 화학 반응의 온도를 높이면, 온도가 낮아지는 방향인 흡열 반응 쪽으로 반응이 일어나야 한다. 주어진 화학 반응의 경우 정반응이 흡열 반응이므로 이 화학 반응의 온도를 높이면 흡열 반응 쪽인 정반응이 일어나게 되어 반응물인 A의 분자 수는 감소하고 생성물인 B의 분자 수는 증가하게 된다.

<오답 피하기> ㄱ. $25^\circ C$ 에서 혼합 기체의 분자 수가 일정하게 유지될 때 외부 압력이 2기압이 되면 보일 법칙에 의해 혼합 기체의 부피는 1L가 된다. 그러나 화학 평형에 있는 반응의 경우 르샤틀리에 원리에 의해 압력이 높아지면 높아진 압력을 다시 낮추는 방향인 기체의 몰수가 작아지는 방향으로 평형이 이동하게 되므로 외부 압력이 1기압에서 2기압이 되면 역반응이 일어나게 된다. 따라서 외부 압력이 2기압이 될 때 기체의 분자 수도 처음보다 줄어들게 되므로 혼합 기체의 부피는 1L보다 작아지게 된다.

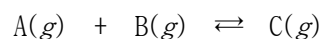
ㄷ. 피스톤을 고정한 후 He을 첨가하면 전체 압력은 증가하게 된다. 그러나 A와 B의 부분 압력은 He을 첨가하기 전과 동일하므로 평형 이동은 일어나지 않는다.

18 <정답 맞히기> $A(s)$ 와 수소 이온(H^+)의 반응, $A(s)$ 와 B^{2+} 의 반응의 자유 에너지 변화(ΔG^0)가 0보다 작으므로 자발적 반응이다. 따라서 $A(s)$ 는 수소 이온(H^+)과 $B(s)$ 보다 반응성이 크다. 또한 네 번째와 다섯 번째 화학 반응식을 이용하여 $B(s)$ 와 수소 이온(H^+)의 반응에 대한 자유 에너지 변화(ΔG^0)를 구하면 다음과 같다.



$B(s)$ 와 수소 이온(H^+)의 반응의 자유 에너지 변화(ΔG^0)는 0보다 크므로 이 반응은 비자발적 반응이다. 따라서 반응성의 크기는 $A > H > B$ 이고, 반응성이 작을수록 표준 환원 전위(E^0)가 크므로 표준 환원 전위의 크기는 $E^0_3 > E^0_1 > E^0_2$ 이다.

19. <정답 맞히기> 콕을 열어 $A(g)$ 와 $B(g)$ 를 반응시켰을 때 양적 관계를 구하면 다음과 같다.



처음 몰수(mol)	0.3	0.4	0
------------	-----	-----	---

반응 몰수(mol)	- x	- x	x
------------	-----	-----	---

평형 몰수(mol)	0.3-x	0.4-x	x
------------	-------	-------	---

평형에 도달한 후 용기에 들어 있는 기체의 전체 분자 수는 $0.5mol$ 이므로

$0.3-x + 0.4-x + x = 0.5mol$, $x = 0.2mol$ 이며, 평형 상태에서 A는 $0.1mol$, B는 $0.2mol$, C는 $0.2mol$ 이 들어 있다.

ㄱ. 콕을 열기 전 A는 1L 용기에 0.3mol이 있었고, 콕을 연 후 2L의 용기에 세 가지 기체가 총 0.5mol이 있다. 온도가 일정할 때, 기체의 압력은 단위 부피당 분자 수($\frac{n}{V}$)에 비례하므로, 평형 상태의 기체의 전체 압력($\propto \frac{0.5mol}{2L}$)은 콕을 열기 전 A의 압력($\propto \frac{0.3mol}{1L}$)보다 작다.

ㄴ. 반응 후 각 기체의 농도($= \frac{\text{기체의 몰수}}{\text{기체의 부피}}$)는 $[A]=0.05M$, $[B]=0.1M$, $[C]=0.1M$ 이므로, 평형 상수(K) = $\frac{[C]}{[A][B]} = \frac{0.1}{0.05 \times 0.1} = 20$ 이다.

<오답 피하기> ㄴ. 반응 후 평형 상태에서 B와 C가 각각 0.2mol씩 들어 있으므로 B와 C의 분자 수는 같다.

20. <정답 맞히기> ㄴ. 이온화도가 커 수용액에서 대부분 이온화하는 염기가 강염기이므로 이온화도가 큰 D가 C보다 강염기이다.

ㄴ. B와 C의 용액의 초기 농도를 구하면 다음과 같다.

용액의 초기 농도를 C , 이온화도를 a 라 할 때

B의 농도 : $pH = -\log[H^+]$, $2 = -\log[H^+]$, $[H^+] = 0.01M$ 이고, $[H^+] = Ca$ 에서 $C = 1 \times 10^{-4}M$ 이다.

C의 농도 : $pH = -\log[H^+]$, $9 = -\log[H^+]$, $[H^+] = 1 \times 10^{-9}M$ 이고, $K_w = [H^+][OH^-]$ 에서 $[OH^-] = 1 \times 10^{-5}M$ 이다. $[OH^-] = Ca$ 에서 $C = 1 \times 10^{-7}M$ 이다.

약산과 약염기의 이온화 상수(K) = Ca^2 이므로, 이온화 상수는 B가 C보다 크다.

<오답 피하기> ㄱ. 1가 산인 A와 B의 $pH(= -\log[H^+])$ 가 같으므로 두 산의 수소 이온 농도가 같다. $[H^+] = Ca$ 이므로, 이온화도가 작은 B의 pH 가 이온화도가 큰 A와 같으려면 B의 농도가 A보다 커야 한다.