

### 13. 전기 화학(I)

[연습문제 해설과 답]

1. 전지 표시 : ③

$\text{Cu}|\text{CuSO}_4(1\text{M})||\text{AgNO}_3(1\text{M})|\text{Ag}$ 에서 전해질이 모두 1 M이므로 표준 환원 전위만 계산하는데, (+)극 표준 환원 전위에서 (-)극 표준 환원 전위를 빼면 된다.  $+0.799\text{ V} - 0.337\text{ V} = +0.462\text{ V}$

2. 전지 전위 : ⑤

네른스트 식은  $E = E^\circ - \frac{0.0592}{n} \log Q$ 이고, 평형에 이른 갈바니 전지는 전기를 발생시킬 수 없다. 일반적으로 KCl 염다리를 사용하는 이유는 안정하고 쉽게 양금을 생성하지 않기 때문이다.

3. 표준 전위 : ①

전지의 표준 전위는 (+)극의 표준 환원 전위에서 (-)극의 표준 환원 전위를 빼서 계산하는데, 표준 환원 전위값이 작은 쪽이 (-)극, 크면 (+)극이며 표준 환원 전위는 세기 성질이다.

4. 산화수 : ④

$\text{Na}_2\text{O}_2$ 에서  $\text{O}_2^{2-}$ 이므로 산소의 산화수는 -1이다.

5. 산화 환원 반응 계수 : ④

$\text{Fe}(\text{MnO}_4)_2$ 에서 산화에 사용하는 용액이  $\text{KMnO}_4$ 이므로 산화하는 것은  $\text{Fe}^{2+}$  이온이다. 각 반쪽 반응을 만들고 전자를 소거하여 전체 반응식을 완성하면 된다.

6. 산화 환원 반응의 의미 : ④

$\text{H}^+$ 가 반응식에 표현되어 있으면 산성 조건,  $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ 에서  $\text{H}^+$ 를  $\text{OH}^-$ 로 소거해 염기성 조건으로 바꿀 수 있고,  $\text{MnO}_4^-$ 의 환원( $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ ),  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 의 산화( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{CO}_2$ ) 반응이다. 계수는 반응 몰 수 비이며  $\text{MnO}_4^- : \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 2 : 5$ 이다.

7. 갈바니 전지와 전해 전지 : ③

갈바니 전지와 전해 전지는 서로 반대 반응이 일어난다. 갈바니 전지에서 (-)극 산화, (+)극은 환원 반응이 일어나고 전해 전지에서 (+)극 산화, (-)극 환원이 일어난다. 전자는 도선으로 이동하며 용액을 통해서는 전해질 속 양이온이나 음이온이 이동한다. 전극이 꼭 서로 다른 금속일 필요는 없다.

8. 네른스트 식과 전지 표시 : ②

$\text{Zn}|\text{Zn}^{2+} \parallel \text{Cu}|\text{Cu}^{2+}$  전지에서 왼쪽이 산화 전극으로 (-)극, 오른쪽이 환원 전극으로 (+)극이다.  
 $Q = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$ 이므로  $[\text{Zn}^{2+}] = [\text{Cu}^{2+}]$ 이면  $Q = 1$ 이고  $\log Q = 0$ 이므로  $E = E^\circ$ 이다. 전지가 수명을 다한 경우는 평형에 이른 것이고,  $[\text{Zn}^{2+}] > [\text{Cu}^{2+}]$ 이면,  $Q > 1$ 이므로  $E < E^\circ$ 이다.

9.  $E^\circ$ 와 평형 상수( $K$ ) : ②

$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$ 이고  $\Delta G^\circ + RT \ln K = 0$ 이므로  $\ln K = \frac{nFE^\circ}{RT}$ 이다. 평형에 이르면 전지는 기능할 수 없다.

10.  $\text{Sn}^{2+}$ 의 산화제 : ③

산화제(력, 성)의 경우 상대 물질을 산화하려는 능력을 가리키므로  $\text{Sn}^{2+}$ 의 산화제(력, 성)로 작용하려면  $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2e^-$  반응을 이끌어내기 위해  $\text{Sn}^{4+} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$  반응보다  $E^\circ$  값이 큰 것을 선택한다.

11. 원소의 반응성 : ①

금속성은  $E^\circ$  값이 작을수록 크므로  $C > A > B$  순이고, 할로젠의 반응성은  $E^\circ$  값이 클수록 강하므로  $\text{Y}_2 > \text{X}_2 > \text{Z}_2$  순이다.  $\text{X}_2 + 2\text{Z}^- \rightarrow \text{Z}_2 + 2\text{X}^-$  반응은 할로젠 반응성이  $\text{X}_2 > \text{Z}_2$ 이므로 자발적으로 일어나고, A와 B를 전극으로 한 전지는 표준 상태에서  $0.80 - (-0.76) \text{ V}$ 이다.

12. 전자 이동과 산화 환원 : ③

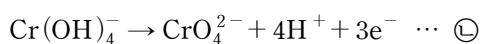
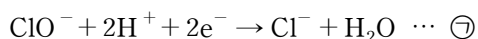
어떤 물질이 전자( $e^-$ )를 잃으면 산화, 전자를 얻으면 환원이라 한다.

13. 산화수 : ④

산화수는 총합이 그 이온의 전하 수와 같고, 예외적으로 과산화물에서 산소의 산화수는 -1이고, 금속의 수소화물에서 수소의 산화수는 -1,  $\text{OF}_2$ 에서 산소의 산화수는 +2이다.

14. 산성 조건에서 산화 환원 반응식 : ②

반쪽 반응식을 나타내면 다음과 같다.



$\textcircled{1} \times 3 + \textcircled{2} \times 2$ 하면 전자를 소거하여,  $3\text{ClO}^- + 2\text{Cr}(\text{OH})_4^- \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 3\text{Cl}^- + 2\text{H}^+ + 3\text{H}_2\text{O}$  식을 얻을 수 있다.

15. 갈바니 전지 원리 : ①

전자는 도선을 따라 반응성이 큰 금속에서 반응성이 작은 금속으로 이동하며, (A) 극판에서 산화로  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ , (B) 극판에서 환원으로  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$  반응이 일어난다. 염다리인 (C)는 이온이 이동하는 통로이다.

16. 금속의 반응성과 표준 환원 전위 : ⑤

금속의 반응성(환원성)이 크면 표준 환원 전위가 작다. 금속의 반응성은  $\text{D} > \text{C} > \text{B} > \text{A}$ 이다.

17. 수소 전극 : ①

수소( $\text{H}_2$ )는 기체로 다루기 곤란하므로 백금을 수소가 반응하는 장소로 이용하며 수소 기체의 압력은 1 atm, 온도는 25 °C, 수소 이온( $\text{H}^+$ )의 농도는 1 M일 때 표준 환원 전위( $E^\circ$ )는 0.00 V이다. 수소는 연결된 반쪽 전지에 따라 산화하거나 환원 반응한다.

18. 비금속의 반응성 : ③

비금속은 전자를 빼앗으려 하므로 표준 환원 전위가 클수록 비금속성이 크고 상대 물질로부터 전자를 빼앗아 자신이 환원하면서 상대 물질을 산화시킨다. 계의  $E^\circ > 0$ 이면 반응이 자발적이다.

19. 네른스트 식과 전지 전압 : ⑤

$\text{Zn}|\text{Zn}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$  전지에서 네른스트 식은  $E = E^\circ - \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$  이므로 각각 0.10 M와 2.0M을 대입하면 1.14 V이다.

20. 평형 상수와 표준 환원 전위 : ②

$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$ 에서 어떤 반응이 평형에 도달하면  $\Delta G = 0$ 이고,  $Q = K$ ,  $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$  이므로  $\ln K = \frac{nFE^\circ}{RT}$  이고 25 °C에서 1F(96500C), 기체 상수(R)를 대입해 계산하면  $\log K = \frac{nE^\circ}{0.0592}$  이다.

21. 용액의 pH : ②

반응은  $\text{H}_2(\text{aq}) + \text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) \rightarrow 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{Hg}(\text{l}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq})$ 이고,  $E_{\text{cell}} = E_{\text{H}_2 \rightarrow \text{H}^+} + E_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Hg}}$  이다.  $E_{\text{cell}} = 0.55 \text{ V}$ 이고,  $E_{\text{H}_2 \rightarrow \text{H}^+} = E^\circ_{\text{H}_2 \rightarrow \text{H}^+} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{H}^+]^2}{P_{\text{H}_2}} = 0.00 \text{ V} + 0.0592\text{pH}$ 이며, 표준 지시 칼로멜 전극 전위가  $E^\circ = 0.27 \text{ V}$ 이므로  $0.55 \text{ V} = E_{\text{H}_2 \rightarrow \text{H}^+} + 0.27 \text{ V}$ 이다.

22. 갈바니 전지 : ③

갈바니 전지에서 (-)극 산화, (+)극 환원 반응이고, 전자는 도선을 통해 이동하고 전류는 전자 이동의 반대 방향이며, 금속의 반응성은 (A) > (B)이다. 염다리는 이온의 이동 통로이다. 같은 원소로 이루어져도 농도 차 전지가 가능하다.

23. 네른스트 식 : ④

$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$ 에서  $\Delta G = -nFE$ 이고  $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$ 이므로 양변을  $-nF$ 로 나누면 전지 전위를 구할 수 있으며  $E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$ 이다.

24. 전지 표시 : ②

갈바니 전지를 간단하게 나타낼 때 '산화 전극|전해질 || 전해질|환원 전극'인데,  $E^\circ$ 가 작은 것이 산화 전극이다.

25. 전지 전위 : ①

전지의 표준 환원 전위는 [(+)극 표준 환원 전위] - [(-)극 표준 환원 전위]이다. (+)극은 반응성이 작은 금속(표준 환원 전위가 큰 금속)이고, (-)극은 반응성이 큰 금속(표준 환원 전위가 작은 금속)이며 표준 환원 전위는 세기 성질이다. 금속성 크기 순서는  $A < C < B$  순이다.

26. 표준 전지 전위 계산 : ⑤

표준 환원 전위는 세기 성질이고, 환원 전극(반응성이 작은 금속, (+)극) 전위에서 산화 전극(반응성이 큰 금속, (-)극) 전위를 빼므로  $-0.26 - (-1.66) = 1.40$  (V)이다.

27. 전지의 네른스트 식 : ④

전지의 전위는  $E = E^\circ - \frac{0.0592}{2} \log \frac{[A^{2+}]}{[B^{2+}]}$ 이므로  $E = 1.10 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{0.10}{1.0} = 1.13$  (V)이다.

28. 농도 차 전지 전위 계산 : ②

왼쪽 전극에서는 니켈 이온 농도가 낮아 산화, 오른쪽 전극에서는 이동한 전자를 니켈 이온이 환원 반응을 일으킨다.  $E = 0.00 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1.00 \times 10^{-3}}{1.00} = 0.089$  V이다.

29. 산화 환원 당량 : ①

당량은 각 원소에서  $\frac{(\text{원자량})}{(\text{전하량})}$ 으로 계산할 수 있다.

	은	마그네슘	알루미늄	아연	니켈
원자량(g/mol)	108	24	27	65	59
당량(g)	108	12	9	32.5	29.5

30. 산소의 산화수 : ③

$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2 \uparrow$  반응에서  $O_2$ 의 산화수는 0이지만, 나머지 산소는 차례로 -1, -2이다.

## 13. 전기 화학(II)

[연습 문제 해설과 답]

### 1. 전기 분해 : ①

NaCl 용융 전기 분해로 (+)극에서  $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$ 로 산화, (-)극에서  $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$  환원 반응이 일어난다. 이 수용액을 전기 분해하면 (+)극은 같은 염소 기체가 발생하고, (-)극에서는 나트륨 이온의 환원 대신 물( $\text{H}_2\text{O}$ )의 환원 반응이 일어나 수소( $\text{H}_2$ )가 발생한다. 물을 전기 분해하면  $\text{O}_2 : \text{H}_2 = 1 : 2$  몰 수 비로 발생하며,  $\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$ 와 같이 1몰의  $\text{Mg}^{2+}$  이온을 모두 환원하려면 전자 2몰이 필요하다.

### 2. 수용액 전기 분해 : ④

산화 전극은 전자( $\text{e}^-$ )를 내어놓는 반쪽 반응이 일어나고, 환원 전극은 전자를 받는 반쪽 반응이 일어난다.  $\text{Li}^+$  이온은 1족 금속 이온이므로 물에서 환원되지 않고 대신 물의 환원 반응이 일어난다.

### 3. 농도 차 전지 : ③

$\text{Cu(s)}|\text{Cu}^{2+}(\text{aq}, 0.0010\text{M})||\text{Cu}^{2+}(\text{aq}, 0.010\text{M})|\text{Cu(s)}$  전지에서  $E = -\frac{0.0592}{2} \log \frac{0.0010}{0.010}$  이므로 0.030 V이고, 농도가 낮은 쪽은 산화, 농도가 높은 쪽은 환원 반응으로 서로 농도가 같아지려는 경향을 띤다. 염다리는 이온이 이동하는 통로이다.

### 4. 염 수용액의 전기 분해 : ⑤

코발트의 환원 전위가 물보다 크므로 (-)극에서는 코발트 환원 반응이 일어나고, (+)극에서는 황산 이온이 산화할 수 없으므로 물이 산화한다. 코발트 이온( $\text{Co}^{2+}$ ) 1몰 환원에 쓰이는 전자는 2몰이고 전자 2몰이 작용하면 물이 산화해 생기는 산소( $\text{O}_2$ )는 0.5몰이다.

### 5. 철의 부식 : ②

녹의 생성에는 철의 산화와 산소, 수분이 합작한 환원이 작용하므로 전자 이동이 필수이다. 산성 비는 철의 산화에 더 기여하며, 철의 부식을 막기 위해 철보다 반응성이 큰 아연 도금뿐만 아니라 철보다 반응성이 작은 주석, 은, 금, 백금 등의 도금도 효과가 크며, 철보다 반응성이 작은 도금의 도금막이 깨어질 경우에만 부식이 촉진될 뿐이다.

### 6. 염의 용융 전기 분해와 수용액 전기 분해 : ①

NaCl의 용융 전기 분해로 (-)극에서는  $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$  반응, (+)극에서는  $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$ 로 염소를 얻을 수 있다. 수용액에서는 (-)극과 (+)극 모두 물과 경쟁하지만, (+)극에서는 염소가 우세하다.

7. 리튬 이온 전지 : ④

리튬은 1족 금속 또는 알칼리 금속이며 물과 반응하면 강염기인 LiOH를 생성하며 수소(H<sub>2</sub>)가 발생한다.

8. 수소 연료 전지 : ③

연료 전지는 연료로 사용할 수 있는 물질을 산소와 반응시켜 나오는 에너지를 열 에너지가 아닌 전기 에너지로 전환하는 전지를 뜻한다. 수소를 사용하는 연료 전지는 (-)극에서 수소가 산화, (+)극에서 산소의 환원 반응이 일어난다. 반응 결과 생성물은 물이고, 전해질은 산(H<sup>+</sup>)을 사용할 수도 있지만, 염기(OH<sup>-</sup>)를 사용할 수도 있다. 산을 전해질로 사용할 경우, (-)극에서 생성되고 (+)극에서 소모되므로 (+)극의 pH는 증가한다.

9. 철의 부식 : ②

산성비가 내리면 철의 부식 과정 중 산소의 산화를 촉진할 수 있다. 철의 부식을 막기 위해 Ca 금속을 사용하면 Ca이 물과 쉽게 반응할 수 있어 위험하다. 철이 산소와 물의 접촉을 차단하여 부식을 막는 방법으로 도금, 페인트 칠 등이 있고, 아연 도금을 하면 아연이 철보다 반응성이 커서 도금막 표면에 생기는 산화피막이 부식을 막을 수 있고, 도금막이 깨어지더라도 아연에서 철 방향으로 전자가 이동하여 아연이 먼저 산화함으로써 철의 부식을 막을 수 있다.

10. 용융 전기 분해 : ③

소금(NaCl)을 용융 전기 분해하면  $2\text{NaCl} \rightarrow 2\text{Na} + \text{Cl}_2 \uparrow$  반응과 같이 생성물이 Na:Cl<sub>2</sub> = 2:1로 생성된다.

11. 철의 도금 : ⑤

철보다 반응성이 작은 금속으로 도금하는 예로는 주석, 은, 금, 구리 등이 있지만 K의 경우 물과 폭발적으로 반응해 KOH와 H<sub>2</sub>를 생성하므로 적절하지 않다.

12. 전기 정련 : ②

조동에 들어 있는 소량의 은(Ag), 금(Au), 백금(Pt) 등을 (+)극 아래 쌓이게 만들고, 순동은 (-)극에 연결해 조동의 구리가 산화해 전해질에 녹아 들어가고 (-)극에서 환원으로 높은 순도의 구리를 생성한다.

13. 전하량과 전자 몰 수 : ②

$Q = I \times t$ 이므로  $2A \times 800 \text{ min} \times 60 \text{ s/min} = 96000 \text{ C}$ 이고, 전자 1 mol = 1 F이므로 전자 1몰이 이동한 것이다.

14. 납 축전지 : ③

$\text{Pb(s)} + \text{PbO}_2\text{(s)} + 2\text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightleftharpoons 2\text{PbSO}_4\text{(s)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$  반응에서 방전 시 (-)극에서 Pb이 산화해  $\text{PbSO}_4$ 로, (+)극에서  $\text{PbO}_2$ 의 환원으로  $\text{PbSO}_4$ 가 생성된다. 방전 시 (-)극이 산화, (+)극이 환원되는데, 충전 시는 (-)극이 환원, (+)극이 산화되어 방전과 반대 반응이다. 방전이 일어날수록 물 생성으로 황산 농도가 떨어지고, 납 축전지에서 황산은 전해질이다.

15. 알루미늄의 성질 : ④

알루미늄은 산과  $2\text{Al} + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2$ , 염기와  $2\text{Al} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{AlO}_2^- + 3\text{H}_2$ 와 같이 반응해 양쪽성 원소이다. 산화 알루미늄( $\text{Al}_2\text{O}_3$ )이 산과 반응해  $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ 와 같다. 알루미늄 포일의 산화 피막은 양쪽성으로 염기와 반응( $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{AlO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$ )한다.

16. 용융 전기 분해와 패러데이 법칙 : ①

용융 전기 분해에 투입된 전기량이 96000 C으로 1F이므로 2F에 Ca 40.0 g이 석출되므로 1F로는 칼슘 20.0 g이 생성된다.

17. 수용액 전기 분해 : ②

$\text{Cu(NO}_3)_2$  수용액 전기 분해 시, (-)극  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ , (+)극  $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$  반응이 일어난다. 2F 전기를 통해 (+)극에서 발생하는 산소( $\text{O}_2$ ) 부피는 STP에서 11.2 L이다.

18. 금속 반응성과 석출 분석 : ⑤

금속의 반응성은  $\text{Zn} > \text{Cu} > \text{Ag}$  순이므로  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$  이온 수용액에 전류를 통하면 은(Ag), 구리(Cu), 아연(Zn) 순으로 석출된다.

19. 알루미늄 전기 제련 : ③

(A) 탄소 전극에서는 산화 반응으로 생긴 산소( $2\text{O}^{2-} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{e}^-$ )가 전극과 반응해  $\text{CO}_2$ 가 발생할 수 있다. 용기 내부에 탄소가 얇게 도포된 전극 (B)는 알루미늄 환원( $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$ )이 일어나고, (C)에서는 (B)에서 환원된 알루미늄이 흘러나온다.  $\text{CO}_2$  발생으로 (+) 탄소 전극이 소비되므로 주기적 교체가 필요하다.

20. 도금 : ③

철 숟가락에 구리를 도금하려고 할 때, (-)극에 철 숟가락, (+)극에 구리판, 전해질에  $\text{Cu}^{2+}$  이온이 들어 있는 용액에서 전해질 양이온은 (+)극에서 (-)극으로 이동하고, 구리판은 질량이 감소한다.

21. 염 수용액의 전기 분해 : ②

염 중에서 수용액 전기 분해를 할 때 (-)극에서 은과 구리는 환원, (+)극에서  $2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{e}^-$  산화 반응이 일어난다.  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  수용액의 전기 분해는 물의 전기 분해와 같다.

22. 산화 환원 적정 : ④

$\text{Fe}^{2+} : \text{Ce}^{4+} = 1 : 1$ 이고, 몰 농도(mol/L)와 부피(L)를 곱하면 몰 수(mol)가 되므로  $\text{Fe}^{2+}$  몰 수는  $0.050 \text{ mol/L} \times 20.0 \text{ mL} = 1.0 \text{ mmol}$ 이다.  $\text{Ce}^{4+}$  몰 수는  $0.020 \text{ M} \times V \text{ mL}$ 이므로  $\text{Fe}^{2+}$ 의 몰 수와 같아  $V = 50.0 \text{ mL}$ 이다.

23. 음극화 보호 : ①

음극화 보호는 철보다 반응성이 큰 금속을 연결해 먼저 산화함으로써 철의 산화를 막는데, 실질적으로는 철의 부식 환경에 수분이 많으므로 철보다 반응성이 큰 금속이지만 물과 반응하지 않아야 한다.

24. 전하량 : ⑤

전하량( $Q$ )은 전류( $A$ )와 시간( $s$ , 초)을 곱해 나타낸다.  $1.20 \text{ A} \times 5.00 \text{ min} \times 60 \text{ s/min} = 360 \text{ C}$ 이다.

25. 철의 부식 : ③

철의 부식은 철의 산화와 수분 존재 하에서 산소의 환원으로 이루어진다. 녹에서 철의 산화수 변화는  $0 \rightarrow +2 \rightarrow +3 (\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+})$ 와 같다. 금속  $\text{Mg}$ 을 철에 접촉시키면 음극화 보호 효과로 철의 산화를 막을 수 있고, 철보다 반응성이 작은 주석 도금막이 깨어지면 철의 부식이 촉진된다.

26. 메탄올 연료 전지 : ②

연료 전지에 사용하는 연료 중 메탄올을 사용하며, 산소와 반응은 다음과 같다.

$2\text{CH}_3\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$  : 탄소가 산화하며 산소가 환원된다. 메탄올 2몰이 반응해 STP에서 이산화 탄소  $2 \times 22.4 \text{ L}$ 이므로 메탄올 1몰이 반응하면  $22.4 \text{ L}$ 가 생성된다.

27.  $\text{AgNO}_3$  수용액의 전기 분해 : ④

(+)극으로는  $\text{NO}_3^-$  이온이 끌려가지만 산화하지 않고 물이 산화( $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$ )하여 산소가 발생한다. (-)극으로는 은 이온의 환원( $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ ) 반응으로 은이 석출된다. 석출되는 은은 전해준 전기량에 비례하고, (+)극에 수소 이온( $\text{H}^+$ ) 발생이 누적되면 pH가 감소한다.

28. 제철 반응 : ③

적철광( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ )은  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{CO}(\text{g}) \rightarrow 2\text{Fe}(\text{l}) + 3\text{CO}_2(\text{g})$  반응을 통해 제철할 수 있으며, 적철광의 철이 환원되고 일산화 탄소는 환원제로 작용한다. 이때 철의 산화수 변화는  $+3 \rightarrow 0$ 이고, 반응에서 기체 계수가 서로 같으므로 압력에는 영향을 받지 않으며  $K_P = \frac{P_{\text{CO}_2}^3}{P_{\text{CO}}^3}$ 이다.

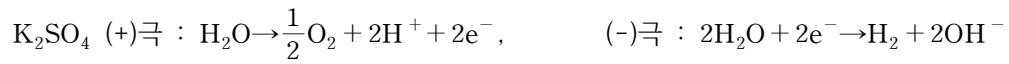
29. 마그네슘과 알루미늄 생성량 : ①

당량은 마그네슘이  $12.0 \text{ g}$ , 알루미늄이  $9.00 \text{ g}$ 이므로  $2F$ 를 통하면 생성되는 질량은 마그네슘이  $24.0 \text{ g}$ , 알루미늄이  $18.0 \text{ g}$  생성된다.



30. 염의 수용액의 생성물 : ①

수용액 전기 분해 생성물은 각각 다음과 같다.



물은 이온화가 극소량이므로 물의 전기 분해 시 소량의 전해질이 필요하고, 결과 생성물은 산소와 수소가 1:2 부피비로 생성된다.

