제9장 pH와 중화적정

9.1 물의 이온화
9.2 pH
9.3 지시약
9.4 중화적정곡선
9.5 용액 농도의 변경
9.6 산·염기의 적정

- 수용액의 액성이 산성인지 염기성인지는 수용액 속에 H^+과 OH^-이 많고 적음으로 구분함
- pH를 사용하면 중성인 물은 $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ mol/ℓ 에서 간단한 정수인 7로 표시됨
  - pH (power of Hydrogen ions) 척도는 1909년 Sorenson에 의해 고안
  - 10^{-7} 이나 0.0000001로 표현하는 것보다 수소 이온농도를 편리하게 나타내고자 고안함
  - $pH = -\log[H^+]$ 또는 $[H^+] = 1 \times 10^{-pH}$
- 산성은 7보다 작은 값, 염기성은 7보다 큰 값으로 간단히 나타낼 수 있음
- 산과 염기가 반응하여 중화가 일어날 때, 양적관계를 이용하여 농도를 모르는 산, 염기 농도를 결정하는 것을 **중화적정**이라고 함

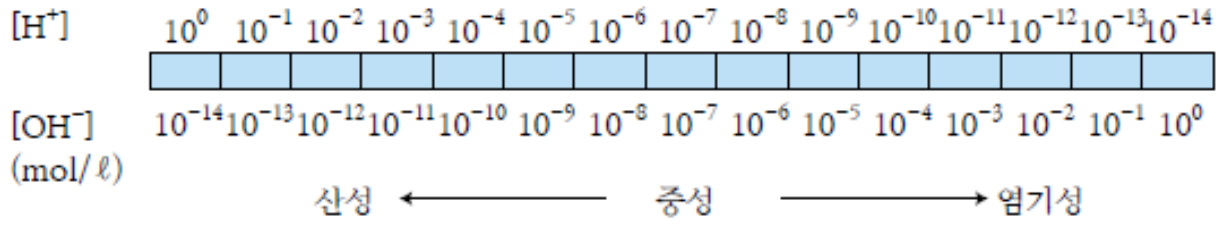
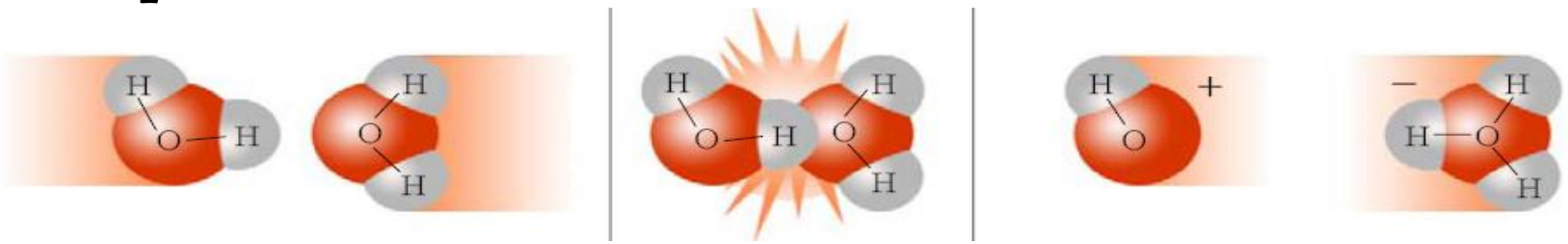


그림 9.1 수용액의 액성과 $[H^+]$, $[OH^-]$의 관계

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

9.1 물의 이온화

• 물 분자는 다른 물 분자를 이온화 시킬 수 있음 (25°C에서 5억 5천만 분자 중의 1 분자 비율)



$H_2O + H_2O \rightarrow H_3O^+ + OH^-$

편의상 $H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$ (물의 이온화)

• 하지만 수용액에서 수소이온은 단독으로 존재하지 않고 항상 물 분자와 결합해 히드로늄이온 (H_3O^+)을 형성함

• 물 1리터당 H^+와 OH^-의 농도는 1×10^{-7} mole (25°C에서)

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

물의 이온생성물 (Kw, 물의 이온 곱 상수)

- 상온에서 순수한 물의 수소이온 (H^+) 농도는 1 X 10^{-7} M
- 수산화 이온(OH^-)은 수소이온과 같이 만들어지므로 1 X 10^{-7} M
- $[H^+]$ X $[OH^-]$ = $[1X10^{-7}][1X10^{-7}]$ = $1.0 X 10^{-14}$ = Kw
- 산과 염기의 수용액에서도 $[H^+]\cdot[OH^-] = 1.0 X 10^{-14}$(mol/ℓ) 이 성립되므로, $[H^+]$와 $[OH^-]$ 중 어느 한가지만 알면 다음 것을 쉽게 구할 수 있음

T (°C)	K_w ($mol^2\ dm^{-6}$)	pH
0	0.114×10^{-14}	7.47
10	0.293×10^{-14}	7.27
20	0.681×10^{-14}	7.08
25	1.008×10^{-14}	7.00
30	1.471×10^{-14}	6.92
40	2.916×10^{-14}	6.77
50	5.476×10^{-14}	6.63
100	51.3×10^{-14}	6.14

$$[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[OH^-]} M$$

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[H^+]} M$$

H^+ ions (M)	pH	OH^- ions (M)
10^0	0	10^{-14}
10^{-3}	3	10^{-11}
10^{-7}	7	10^{-7}
10^{-11}	11	10^{-3}
10^{-14}	14	10^0

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

예제 25℃에서 순수한 물 속의 $[H_3O^+]$와 $[OH^-]$의 농도를 계산하여라.

풀이

$2H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + OH^-$

$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0\times10^{-14}$

$x = [H_3O^+] = [OH^-]$라 놓으면, $x^2 = 1.0\times10^{-14}$

$x = 1.0\times10^{-7} = [H_3O^+] = [OH^-]$

$\therefore [H_3O^+] = [OH^-] = 1.0\times10^{-7}\,mol/\ell$

문제 9.1 0.100 M NaOH 용액 중의 $[H_3O^+]$를 계산하여라.

문제 9.2 염화수소 3.65 g을 물에 녹여 용액이 1 ℓ가 되게 하였다. 이 용액의 $[H^+]$와 $[OH^-]$를 구하여라.

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

9.2 pH

$$\mathrm{pH} = \log\frac{1}{[H^+]} = -\log[H^+]$$

- $[H^+]$의 역수의 상용 로그값을 수소이온지수라고 하며, pH로 나타냄 $[H^+] = 10^{-PH}M$

  여기서 pH를 **수소 이온 지수**라 함

  순수한 물의 수소 이온농도는 $[H^+] = 10^{-7}$ M이므로 그 pH는 $\mathrm{pH} = -\log[H^+] = -\log 10^{-7} = 7$

  따라서, 수용액(25°C)에서 다음의 관계가 성립

  산 성 …… $[H^+] > [OH^-]$, $[H^+] > 1.0\times10^{-7}\mathrm{mol}/\ell$

  중 성 …… $[H^+] = [OH^-]$, $[H^+] = 1.0\times10^{-7}\mathrm{mol}/\ell$

  염기성 …… $[H^+] < [OH^-]$, $[H^+] < 1.0\times10^{-7}\mathrm{mol}/\ell$

- 수산 이온 농도의 역수의 상용로그값을 **수산 이온 지수**(pOH)라 함 $\mathrm{pOH} = \log\frac{1}{[OH^-]} = -\log[OH^-]$

  따라서, 수용액(25°C)에서 pH 및 pOH 사이에는 다음의 관계 성립

  산 성 …… pH < 7 pOH > 7

  중 성 …… pH = 7 pOH = 7 → pH + pOH = 14

  염기성 …… pH > 7 pOH < 7

  $[OH^-] = 10^{-POH}$

- 25°C에서, Kw = $[H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$이므로 양변에 −log를 취하면

  $-\log[H^+] - \log[OH^-] = -\log 1.0\times10^{-14}$ $\mathrm{pH} + \mathrm{pOH} = 14$ $\mathrm{pH} = 14 - \mathrm{pOH}$

예제 어떤 오렌지쥬스의 수소이온농도가 2.9×10^{-4} M이다. 이 용액의 pH는 얼마인가? 또 이 용액은 산성, 염기성, 중성 중 어느 것인가?

풀이

$$pH = -\log[H^+]$$
$$= -\log[2.9\times10^{-4}]$$
$$pH = 3.54$$

이 용액의 pH는 7.00보다 작으므로 산성이다.

문제 9.3 0.01 M HCl 수용액의 pH를 계산하여라.

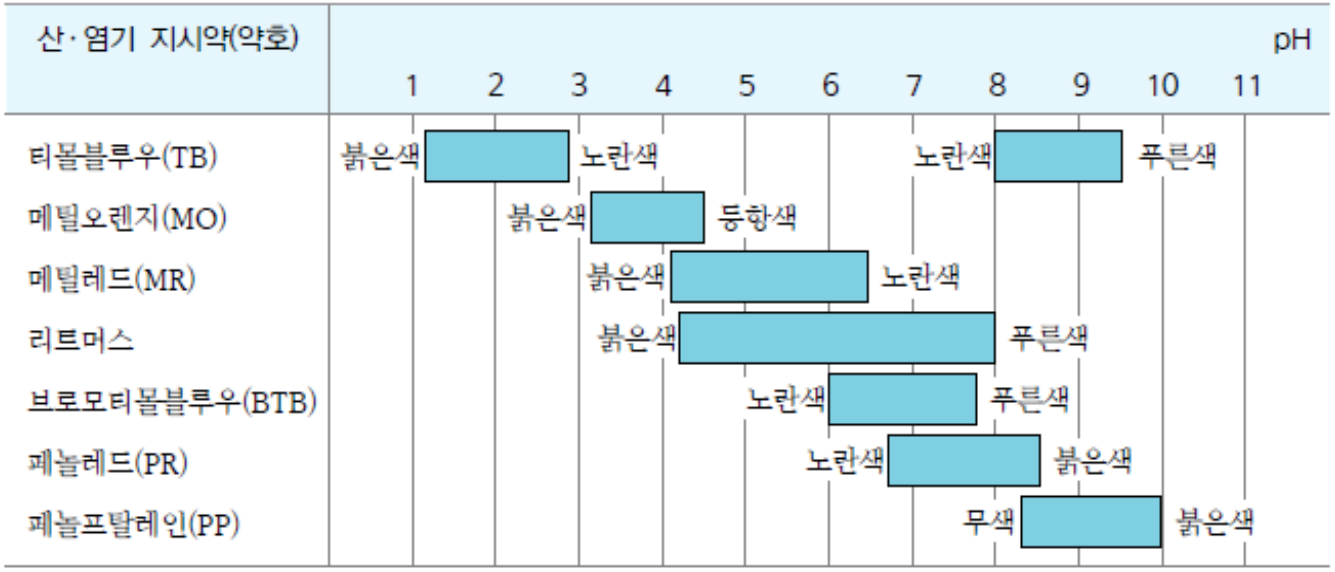
문제 9.4 pH = 1인 용액을 100배로 희석시킨 용액의 pH는?

문제 9.5 용액의 pH가 3이면 pOH는 얼마인가?

9.3 지시약

- pH에 따라 그 색깔이 달라지는 물질을 **지시약(indicator)**이라고 하며,pH를 대략 측정하거나 중화적정에서 중화점을 찾는데 이용됨
- 지시약의 색깔이 점차로 변하는 pH의 범위는 **변색범위**라고 함

표 9.2 지시약의 변색범위와 색깔



중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

9.4 중화 적정 곡선

- 중화적정에서 어떤 지시약을 선택하여 사용하는 것이 좋은지 판단하려면 당량점 (equivalence point) 부근에서의 pH 변화를 알 필요가 있음
- 중화적정에서 첨가하는 산 또는 염기의 ㎖ 수를 가로축으로, pH를 세로축으로 하여 곡선을 그린 것을 **중화적정곡선**이라 함

(1) 강산과 강염기의 적정

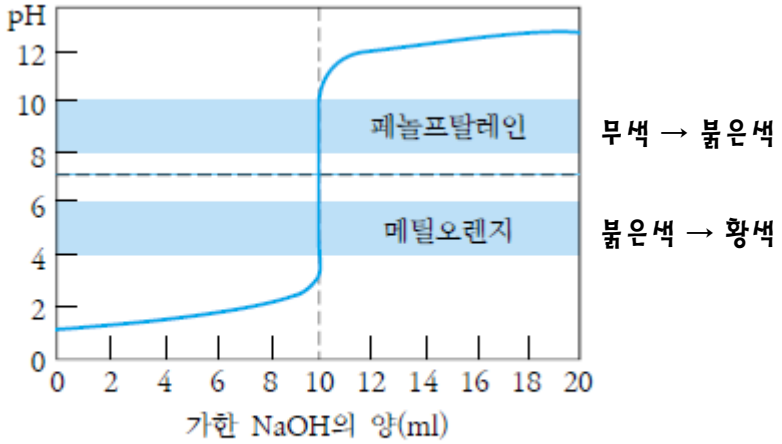


그림 9.3 강산과 강염기로 적정할 때의 중화적정곡선

(2) 약산과 강염기의 적정 (중화점 약 pH8~10)

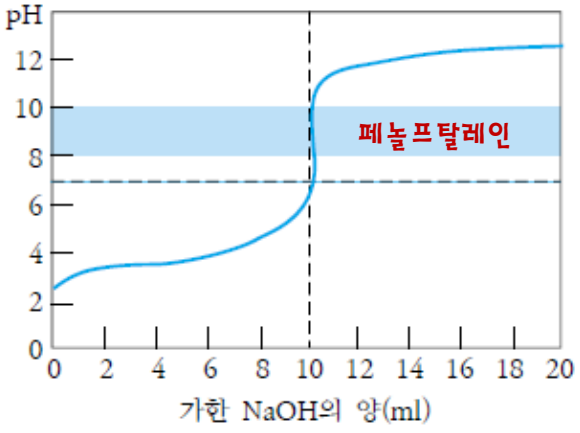


그림 9.4 약산과 강염기로 적정할 때의 중화적정곡선

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

(1) 강산과 약염기의 적정 (중화점 약 pH3~5)

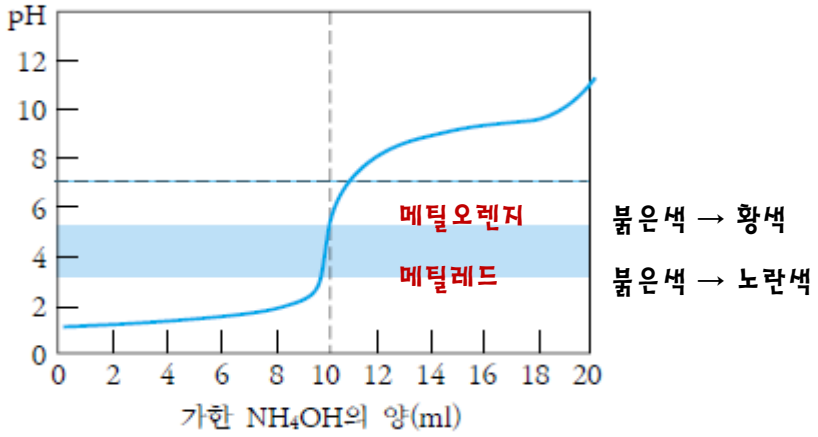


그림 9.5 강산과 약염기로 적정할 때의 중화적정곡선

(4) 약산과 약염기의 적정

- 적정곡선이 중화점 근처에서도 급격한 pH 변화가 없어 지시약으로 중화점을 찾지 못함
- 약산과 약염기의 중화적정은 지시약을 사용하지 않고 pH 미터로 중화점을 찾음

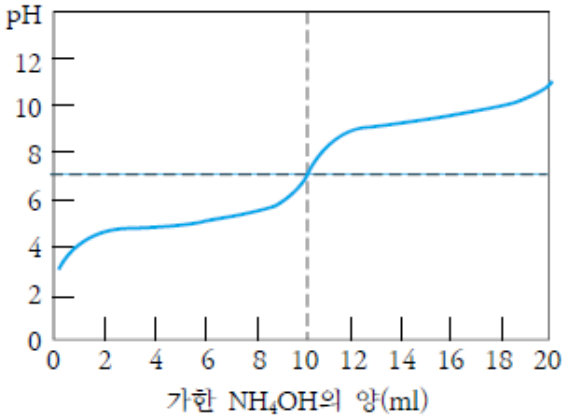


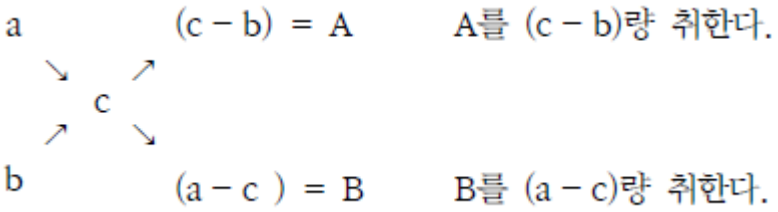


그림 9.6 약산과 약염기로 적정할 때의 중화적정곡선

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

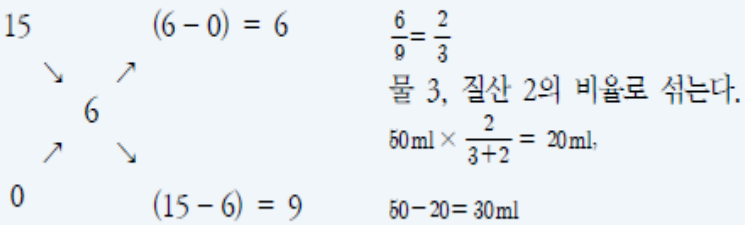
9.5 용액 농도의 변경

- a%액을 b%액(물로 묽게 할 때는 b=0)으로 희석시켜 c%액으로 만들려고 할 때는 다음과 같음



예제 15 N-HNO_3을 6 N-HNO_3 50 ml로 만들어라.

풀이



$\frac{6}{9} = \frac{2}{3}$

물 3, 질산 2의 비율로 섞는다.

$50\,ml \times \frac{2}{3+2} = 20\,ml$,

$50 - 20 = 30\,ml$

∴ 진한 질산 20 ml와 물 30 ml의 비율이다.

문제 9.6 진한 H_2SO_4의 농도는 36N이다. 6N-H_2SO_4 500 ml로 만들어라.

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

9.6 산•염기의 적정

• 농도를 모르는 일정량의 산이나 염기 용액에 농도를 알고 있는 산이나 염기 용액을 서서히 가해주면 중화반응이 일어남

• 이때 일정량을 가해 주었을 때 중화반응이 완결됨. 이점을 **중화점** 또는 **당량점** (equivalence point) (지시약으로 찾음)

• 중화점에 이르렀을 때 산이나 염기의 첨가를 중지 (**종말점**) 하고 산이나 염기의 농도 또는 용액의 부피 등을 구할 수 있음

(1) 적정(titration)

– 표준액의 농도를 적정에 의해 결정하는 조작을 **표정**(standardization)

– 시료용액에 일정량의 표준용액을 과량 가하여 충분히 반응시켜 반응이 완료된 후 과잉량을 다른 적당한 표준액으로 적정하는 방법을 **역적정**(back titration)이라 함

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

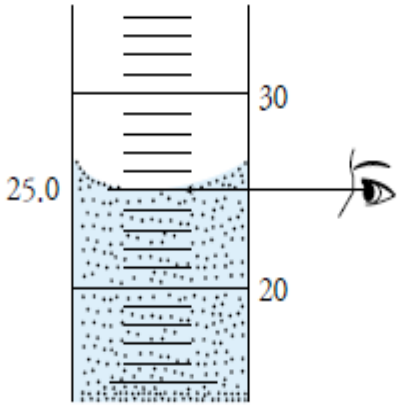
(2) 뷰렛 (Burette)

– 뷰렛은 표준용액을 넣고 적정할 때 또는 액체를 정확하게 일정량 취할 때 사용되는 기구

– 뷰렛에 액을 넣으면 유리의 부착력 및 모세관 현상으로 액의 표면은 수평이 되지 않고 액은 관 내에서 신월형(meniscus)을 형성

- 모세관현상(Capillary action): 모세관을 액체 속에 넣었을 때, 관 속의 액면이 관 밖의 액면보다 높아지거나 낮아지는 현상 혹은 분자 사이의 인력과 분자와 가느다란 관의 벽 사이에 작용하는, 서로 간의 인력에 의해 가느다란 관을 채운 액체가 올라가거나 내려가는 현상





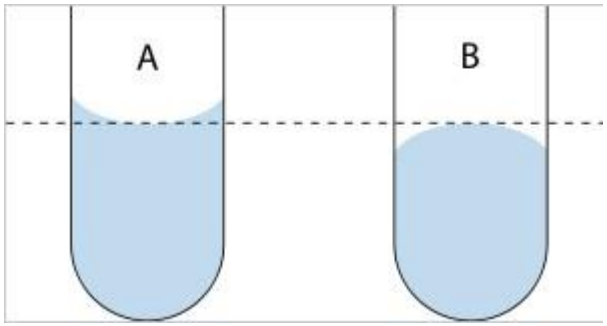
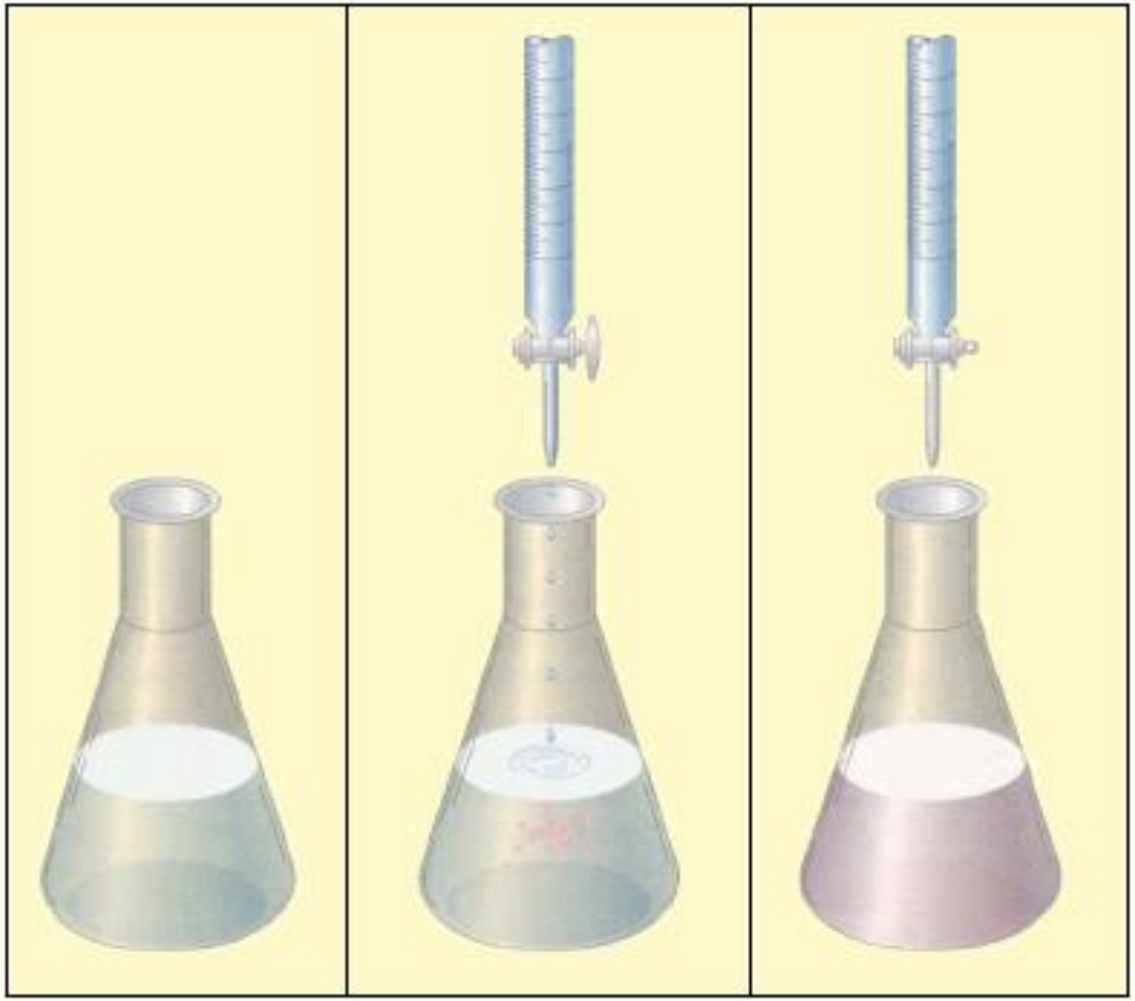


그림 9.8 액체의 meniscus의 위치를 읽는 법

KOLAB, WIKIPEDIA



1. 농도를 모르는 산성용액을 지시약과 함께 플라스크에 담는다.
2. 농도를 알고있는 염기성 용액을 뷰렛을 통해 천천히 가한다.
3. 지시약 색깔이 변화하면 뷰렛을 잠근다. 이것은 플라스크에 있는 모든 산과 반응할 충분한 염기가 가해졌음을 보여주는 것이다.

중원대학교
JUNGWON UNIVERSITY

제10장 산화와 환원

10.1 산화와 환원
10.2 산화수
10.3 산화제와 환원제
10.4 산화·환원 반응에서의 양적관계
10.5 금속의 이온화 경향

10.1 산화와 환원

- 물질이 산소와 결합 또는 수소를 잃는 것을 산화(oxidation)라 하고, 화합물에서 산소를 잃거나 수소와 결합하는 것을 환원(reduction)이라고 정의
- 산화(oxidation)
  - 산소 원자를 얻음

$$4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$$

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

  - 수소 원자를 잃음

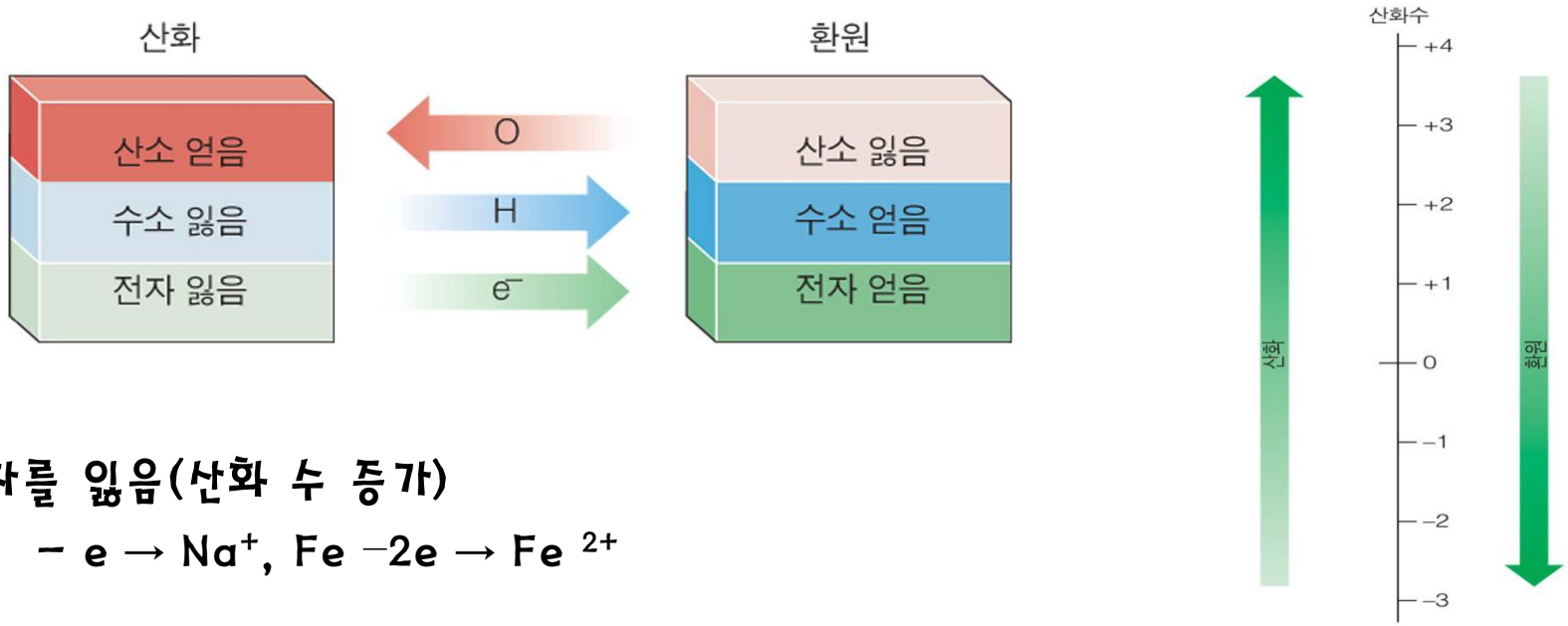
$$CH_3CH_2OH \rightarrow CH_3CHO$$

(C_2H_6O) (C_2H_4O)

에탄올 아세트알데하이드

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

- 산화란 전자를 잃고 산화수가 증가되며, 환원은 전자를 얻어 산화수가 감소됨
- 물질 중의 원자가 어느 정도 산화 또는 환원되었는가의 정도를 나타내는 수를 산화수(oxidation number)라고 함
- 산화와 환원은 반드시 동시에 일어나며 산화수의 전체 증가수와 전체 감소수는 항상 같음



– 전자를 잃음(산화 수 증가)

$Na - e \rightarrow Na^{+}$, $Fe - 2e \rightarrow Fe^{2+}$

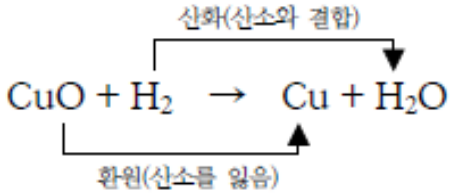
- 환원(reduction)

산소 원자를 잃음, 수소 원자를 얻음, 전자를 얻음(산화 수 감소)

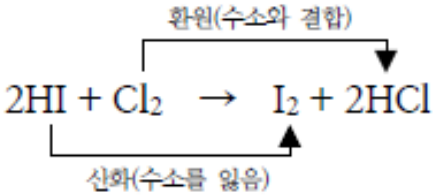
$Cl + e^{-} \rightarrow Cl^{-}$

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

(1) 산소와 결합하는 변화를 산화라고 하며, 산소를 잃은 변화를 **환원**이라고 함



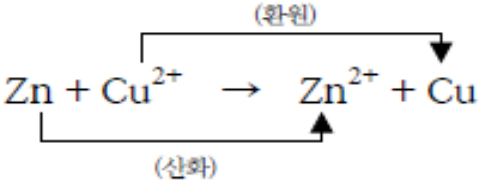
(2) 수소를 잃은 변화를 산화라 하며, 수소와 결합하는 변화를 **환원**이라고 함



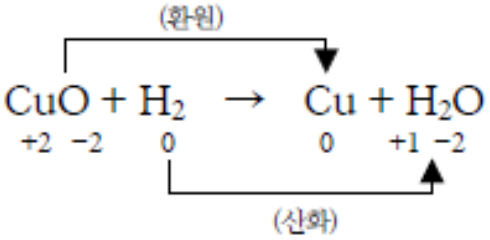
(3) 전자를 잃은 변화를 산화, 전자를 받아들이는 변화를 **환원**이라고 함

산화 : $Zn \rightarrow Zn^{2+} \rightarrow 2e^-$ (전자를 잃음)

환원 : $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ (전자를 얻음)



(4) 산화수가 증가하는 변화를 산화, 산화수가 감소하는 변화를 **환원**이라고 함



중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

문제 10.1

다음 산화·환원 반응에서 산화된 것과 환원된 것을 찾아라.

(a) $Cu + Cl_2 \rightarrow Cu^{2+} + 2Cl^-$

(b) $CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

10.2 산화수 (Oxidation number)

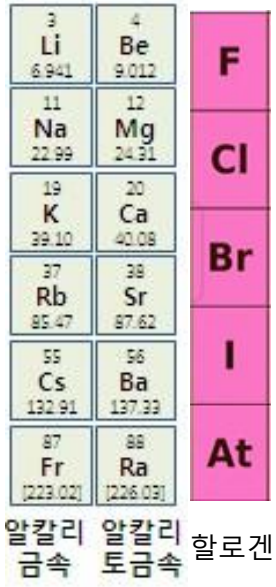
- 원자가 전자를 잃거나 얻는지 아니면 불균등하게 공유하는 전자의 수를 나타냄. 산화 상태(oxidation state)라고도 함
  - 산화수는 0, 양수 또는 음수
  - 산화수가 0: 원자가 중성원자로 있을 때 갖는 전자의 수와 같은 수의 전자를 가짐. 산화수가 양수이면 그 원자가 중성원자일 때 보다 적은 수의 전자를 가지며 음수이면 더 많은 수의 전자를 가지고 있다는 것을 의미
  - 이온결합물인 NaCl: Na^+의 산화수는 +1 (중성의 Na 보다 전자 1개 적음), Cl은 −1임 (중성인 Cl보다 전자 1개 많음)
  - 공유결합의 경우에 산화수는 상대적인 전기음성도에 따라 각기 다르게 결정됨
  - H_2O의 경우 각 H원자는 중성 H원자보다 하나의 전자를 덜 가지게 되고 산소원자는 두 개의 공유 전자쌍을 모두 가지므로 O원자의 산화수는 −2, H원자의 산화수는 +1이 됨

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

산화수 계산 규칙

아래 번호의 순서대로 우선순위를 갖는다

1. 중성분자에서 원자들의 산화수의 합은 '0' 이다. 이온인 경우 산화수의 합은 이온의 전하량과 같음
2. 화합물에서 알칼리 금속 원자의 산화수는 +1, 알칼리토금속은 +2 이다
3. F 은 화합물에서 항상 −1의 산화수를 갖는다
4. H (수소) 는 화합물에서 +1의 산화수를 갖는다
5. 산소는 화합물에서 −2의 산화수를 갖는다
6. 나머지 할로겐족 (VII) 원소들의 화합물은 −1이다
7. 이원자성 분자의 산화수는 각각 0 이다.



중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

산화수를 결정하는데는 다음과 같은 규약이 있음

① 단체에서 원자의 산화수는 0

② 단원자 이온의 산화수는 그 이온의 전하수와 같음(Ca^{2+}, Al^{3+}, S^{2-}). 다원자 이온을 구성하고 있는 원자의 산화수의 합은 그 이온의 전하와 같음(SO_4^{2-}, PO_4^{3-})

③ 강한 전기음성도를 갖는 플루오르의 산화수는 플루오르를 가진 모든 화합물에 있어서 −1 (CaF_2)

④ 수소 화합물에서 수소의 산화수는 +1. 그러나 수소화물(CaH_2, MgH_2, NaH 등)에서는 −1

⑤ 모든 할로젠화물(NaCl, $MgBr_2$ 등)에서 할로젠의 산화수는 −1

⑥ 모든 황화물(FeS, AS_2S_3 등)에서 황의 산화수는 −2

⑦ 산소를 가진 대부분의 화합물에서 산소의 산화수는 −2

- 과산화물에서 산소는 산화수 −1 (H_2O_2, Na_2O_2, BaO_2 등)
- OF_2에서 산소는 산화수 +2

⑧ 한 화합물에서 원자의 산화수의 합은 0

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

예제 다음에서 밑줄을 친 원소의 산화수는 얼마인가?

(a) $\underline{Fe}_2O_3$ (b) $NaClO_3$ (c) C_2H_5OH (d) $\underline{Cr}_2O_7^{2-}$

풀이

(a) $2x+(-2)\times 3=0 \quad \therefore x=+3$

(b) $1+x+(-2)\times 3=0 \quad \therefore x=+5$

(c) $2x+(+1)\times 6+(-2)=0 \quad \therefore x=-2$

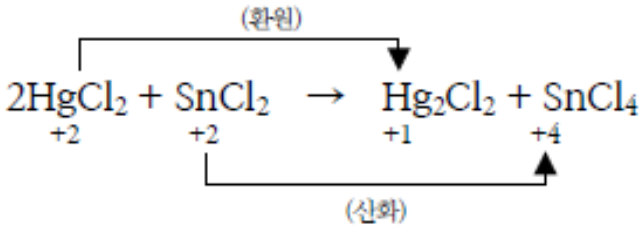
(s) $2x+(-2)\times 7=-2 \quad \therefore x=+6$

문제 10.2 다음 밑줄 친 원소의 산화수는 얼마인가?

(a) $H\underline{N}O_3$ (b) $\underline{Al}_2O_3$ (c) $\underline{S}O_4^{2-}$ (d) $\underline{S}_2O_3^{2-}$

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

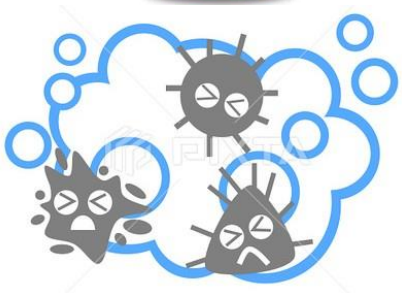
10.3 산화제와 환원제



($HgCl_2$:산화제, $SnCl_2$:환원제)

• 다른 물질은 산화시키고 자기 자신은 환원되는 물질을 산화제(oxidizing agent)라 하고, 다른 물질을 환원시키고 자기 자신은 산화되는 물질을 환원제(reduction agent)라고 함







문제 10.3 탄소와 산소가 반응하여 이산화탄소로 되는 반응에서 산화제와 환원제는?

$C + O_2 \rightarrow CO_2$

PIXTA

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

(1) 산화제

• 자신은 쉽게 환원되면서 다른 물질을 산화시키는 성질이 강한 물질 ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, H_2O_2, MnO_2, 진한 H_2SO_4, 묽은 또는 진한 HNO_3, O_2, O_3, Cl_2 등)

• 산화제가 될 수 있는 물질은 다음과 같음

① 주기율표 오른쪽 위로 갈수록 강한 산화제

② 산화수가 높은 금속이나 비금속 원자를 가진 화합물($K\underline{Mn}O_4$, $K_2\underline{Cr_2}O_7$, $H\underline{N}O_3$, $H\underline{Cl}O_4$)

③ 같은 원자가 여러 가지 산화수를 가질 경우, 산화수가 큰 원자를 가진 화합물이 더 강한 산화제 ($K\underline{Mn}O_4$, $\underline{Mn}O_2$, $\underline{Mn_2}O_3$, $\underline{Mn}Cl_2$에서 $KMnO_4$가 가장 강한 산화제)

• 강한 산화제는 "산화력이 크다." 또는 "산화성이 크다."는 표현을 씀

- $K\underline{Mn}O_4$: K(+1) + (Mn) +4(−2) = 0, Mn=+7
- $K_2\underline{Cr_2}O_7$: 2(+1) + 2(Cr) + 7(−2) = 0, Cr=+6
- $H\underline{N}O_3$: (+1) + N + 3(−2) = 0, N=+5
- $H\underline{Cl}O_4$: (+1) + (Cl) + 4(−2) = 0, Cl=+7

- $K\underline{Mn}O_4$: K(+1) + (Mn) +4(−2) = 0, Mn=+7
- $\underline{Mn}O_2$: (Mn) + 2(−2) = 0, Mn=+4
- $\underline{Mn_2}O_3$: 2(Mn) + 3(−2) = 0, Mn=+3
- $\underline{Mn}Cl_2$: (Mn) + 2(−1) = 0, Mn=+2

▶ $K\underline{Mn}O_4 > \underline{Mn}O_2 > \underline{Mn_2}O_3 > \underline{Mn}Cl_2$

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

(2) 환원제

• 자신은 쉽게 산화되면서 다른 물질을 환원시키는 성질이 강한 물질 ($FeCl_2$, $SnCl_2$, CO, $(COOH)_2$, C, Al, Zn, SO_2, H_2O_2 등

• 환원제가 될 수 있는 물질은 다음과 같음

① 주기율표에서 왼쪽 아래로 갈수록 강한 환원제

② 산화수가 낮은 금속이나 비금속 원자를 가진 화합물 ($\underline{Fe}Cl_2$, $\underline{Sn}Cl_2$, $H_2\underline{S}$)

③ 한 원소가 여러 가지 산화수를 가질 경우, 산화수가 작을수록 강한 환원제 ($H_2\underline{S}$, $\underline{S}$, $\underline{S}O_2$, $\underline{S}O_3$에서 H_2S가 가장 강한 환원제)

- $\underline{Fe}Cl_2$: Fe + 2(−1) = 0, Fe=+2
- $\underline{Sn}Cl_2$: Sn + 2(−1)= 0, Sn=+2
- $H_2\underline{S}$: 2(+1) + S = 0, S=−2

- $H_2\underline{S}$: 2(+1) + S = 0, S=−2
- $\underline{S}$ = 0, S=0
- $\underline{S}O_2$: S + 2(−2) = 0, S=+4
- $\underline{S}O_3$: S + 3(−2) = 0, S=+6

▶ $H_2\underline{S}$ 〉 $\underline{S}$ 〉 $\underline{S}O_2$ 〉 $\underline{S}O_3$

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

10.4 산화•환원 반응에서의 양적 관계

(1) 산화제•환원제의 몰

– 산화•환원 반응에서 산화제에 의하여 증가하는 산화수와 환원제에 의하여 감소하는 산화수는 항상 같음

– Cu 1 mol이 Cu^{2+}로 산화될 때는 전자 2 mol이 나오고, Ag^+ 1 mol이 Ag로 환원될 때는 전자 1 mol을 받으므로, Cu와 Ag^+는 1:2의 비로 반응함 $2Ag^+ + Cu \rightarrow 2Ag + Cu^{2+}$

예제 다음 반응에서 Cu^{2+} 1몰을 환원시키는데 필요한 Al의 몰수는?

$$Cu^{2+} + Al \rightarrow Cu + Al^{3+}$$

풀이

Cu^{2+}는 산화수가 2감소하였다.

$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ (전자 2 mol이 필요)

Al은 산화수가 3증가하였다.

$Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$ (전자 3 mol이 방출)

Al이 전자 2 mol을 방출하려면 $\frac{2}{3}$ mol이 필요하다.

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

(2) 산화제•환원제의 당량

– 전자 1 mol을 주고 받는 산화제•환원제의 양을 산화제•환원제의 1그램 당량이라고 함

– 이동된 전자수는, 산화수의 변화수와 같으므로 변화된 산화수 1에 해당하는 양이 산화제•환원제 당량

[예] 산화제나 환원제 1 mol이 n mol의 전자를 주고 받을 때, 그 1 mol은 n그램 당량이 된다.

전자 5개를 얻음 (산화제)

$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$에서 MnO_4^- 1 mol은 5그램 당량이다.

Mn의 산화수 +7 Mn의 산화수 +2 ▶ 산화수 5감소

즉, 1 mol = 118 g, 1그램 당량 = $\frac{1}{5} \times 118g = 23.6g$이다.

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

(3) 산화•환원적정

– 산화제•환원제를 표준 용액으로 하여 산화제나 환원제의 농도를 적정으로 결정하는 방법

– 산화•환원 적정의 종말점에서는 같은 몰수의 전자가 이동하였으므로, 산화제의 몰 농도를 M, 부피를 V㎖라 하고, 사용된 환원제의 몰 농도를 M', 부피를 v'㎖라고 하면,

$$AMV = BM'V'$$

– A는 산화제 1 mol 당 받아들일 수 있는 전자의 몰수이고, B는 환원제 1 mol당 줄 수 있는 전자의 몰수

예제 H_2SO_4가 환원되어 SO_2로 될 때, H_2SO_4의 당량은?

풀이 반쪽 반응식을 완결하면

$$2H^+ + H_2SO_4 + 2e^- \rightarrow SO_2 + 2H_2O$$

S의 산화수 +6 S의 산화수 +4 ▶ 산화수 2감소

H_2SO_4 1몰은 전자 2몰을 받아들이므로 2 g당량이다.
H_2SO_4 1몰은 98.0 g이므로 이 반응에서 1 g당량은 49.0 g이다.

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY

10.5 금속의 이온화 경향

- 금속이 전자를 잃고 양이온이 되려는 경향을 **이온화 경향**이라고 하며, 이온화 경향이 큰 금속은 이온화 경향이 작은 금속 이온에 전자를 주어 자신은 산화되고 금속 이온을 환원시킴

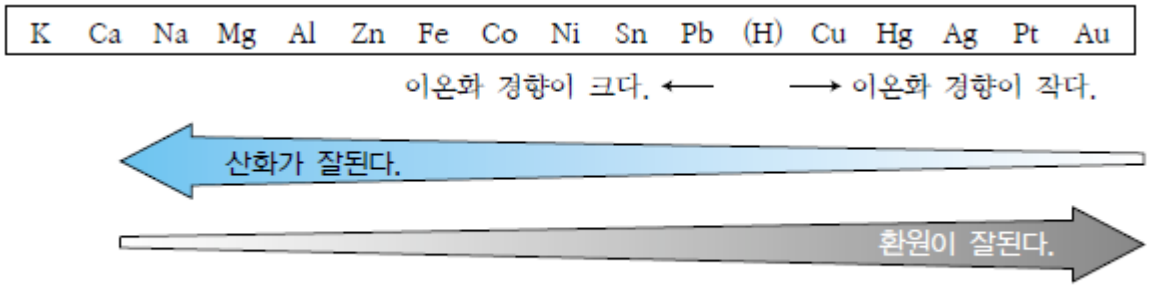
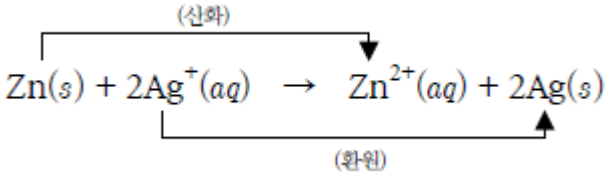
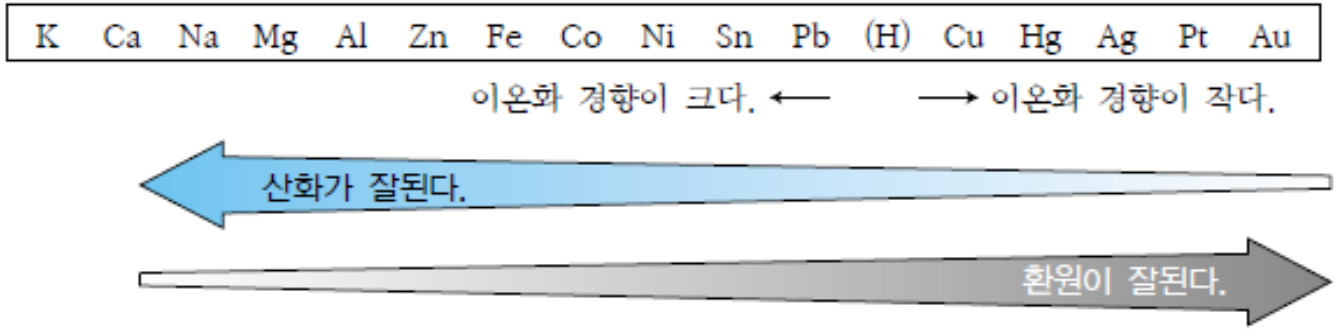


그림 10.2 금속의 이온화 경향 및 산화·환원되는 경향



중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY



- 수소보다 왼쪽에 있는 이온화 경향이 큰 금속은 산과 반응시키면 금속은 이온으로 되고 수소이온은 수고 가스로 되어 석출
- 수소보다 오른쪽에 있는 금속은 이온화 경향이 수소보다 작기 때문에 보통의 산에는 녹지 않고 질산이나 따뜻하게 가열한 진한 황산과 같이 산화력이 있는 산에 녹음

표 10.1 금속의 화학적 성질

구 분	K Ca Na	Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb	(H) Cu Hg	Ag Pt Au
상온의 공기 속에서의 산화	산화되기 쉽다.	금속의 표면은 산화되나, 산화물이 내부를 보호한다.	산화되기 어렵다.	
물 및 수증기와의 반응	상온에서 물과 반응하여 수소를 발생한다.	수증기를 분해하여 자기 자신은 산화물이 된다.	물 및 수증기와 반응하지 않는다.	
산과의 반응	산과 반응하여 수소를 발생한다.		질산, 진한 황산과 반응한다.	왕수와 반응한다.

왕수(진한 염산과 진한 질산을 3:1로 섞은 용액)

중원대학교 JUNGWON UNIVERSITY