

2. 화학양론 \rightarrow 화학반응식의 아래 및 양쪽 계산

\rightarrow 반응식의 계수를 이해!

2-1) 원자 질량

: 원자 질량은 $^{12}\text{C} = 12\text{amu}$ 를 기준으로 하여 다른 원소들이 상대적으로 얼마만큼의 질량을 갖게 될 것인지를 표현.

ex) 실험적으로, 수소의 경우 탄소의 8.4%의 질량을 가지므로 기준이 되는 12amu의 8.4%인 1.008 amu로 정의할 수 있음.

* 평균 원자 질량 (★)

: 자연 상태에서 존재 비율을 고려하여 구한 그들의 평균 값으로, 실제 시험에서 출제된 적이 있으니 어떻게 계산하여 구하는지 알고 있어야 한다. 공식은 다음과 같다.

$$\text{평균 원자 질량 (평균 원자량)} = \sum(\text{원자량}) \times (\text{특정 원자량의 존재비율})$$

예제) 탄소원자의 경우, ^{12}C 는 자연상태에서 98.9% 존재하고, ^{13}C 는 1.1% 존재한다고 하자. 이때, 탄소원자의 평균 원자량은 얼마인가?

\rightarrow Road map!

2-2) 몰 개념 \rightarrow 간위차원분석!

: 몰이란 정확히 12g의 ^{12}C 원소에 포함되어 있는 원자의 수를 기준으로 하여 나타낸 화학의 수 체계이다. 12g의 ^{12}C 에 들어있는 원자의 수는 6.02×10^{23} 개 이므로, 다음이 성립한다.

$$1\text{mol} = 6.02 \times 10^{23}\text{개}$$

그리고, 여기서 나온 6.02×10^{23} 이라는 숫자는 아보가드로 수 (N_A)로 표현할 수 있다.

예제 1) 다이아몬드는 자연 발생적인 순수한 탄소이다. 1.00 carat (1.00 carat = 0.200g) 의 다이아몬드에는 탄소 원자 몇 개가 있는가?

예제 2) 5.0×10^{21} 개의 탄소 원자를 포함하는 다이아몬드가 있다. 이 다이아몬드에는 몇 mol의 탄소 원자와 몇 그램의 탄소 원자가 있는가?

예제 3) 자연에서 발견된 가장 무거운 원자들 중의 하나는 ^{238}U 이다. 만일, ^{12}C 의 12g라고 하면, ^{238}U 는 238.0508g 있다고 할 때, ^{238}U 하나의 질량은 몇 g인지 계산하시오.

2-3) 물 질량

: 물 질량이란 위에서 설명한 1mol의 개수만큼 원자 혹은 분자의 개수가 정의되어 있을 때, 특정 화합물이나 원소의 질량을 나타낸 것이다. 즉, ^{12}C 1mol은 12g 이므로, 물 질량은 12g/mol이다. H_2O 의 경우, 원자량이 1인 수소 2개와 16인 산소 1개가 있으므로, 1몰의 물 분자는 18g이다. 따라서, 물 분자의 물 질량은 18g/mol이다.

예제 1) 이산화 질소 (NO_2)는 도시 공기 오염의 주범이다. 4.000g의 NO_2 를 함유하고 있는 시료에 대해 NO_2 의 몰수와 NO_2 의 분자 개수를 계산하시오.

예제 2) Chloral hydrate는 수면제의 주성분이다.

- a) Chloral hydrate의 몰질량을 구하라.
- b) Chloral hydrate 500.0g에는 $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}_3\text{O}_2$ 몇 몰이 들어 있는가?
- c) Chloral hydrate 2.0×10^{-2} mol의 그램 단위 질량은 얼마인가?
- d) Chloral hydrate 5.0g에는 염소 원자가 몇 개 들어 있는가?
- e) 1.0g의 Cl을 포함하는 Chloral hydrate의 질량은 얼마인가?
- f) Chloral hydrate 분자 500개의 질량은 정확하게 얼마인가?

예제 3) 저글론 ($\text{C}_{10}\text{H}_6\text{O}_3$)은 수세기동안 알려져 온 염료의 일종으로, 흑호도 껍질로 만든다.

- a) 저글론의 몰질량을 계산하시오.
- b) 흑호도 껍질로부터 1.56×10^{-2} g의 순수한 저글론을 추출해 내었다. 이것은 몇 mol에 해당하는가?

2-4) 질량 조성 백분율과 실험식 파악

: 한 화합물에 대해 구성 원소의 질량 비가 얼마나 되는지를 계산하는 것으로, 이 비율을 각각의 원자량으로 나누고 간단한 정수비로 만들어주는 과정에서 특정 화합물의 실험식을 파악할 수 있다.

예제 1) 에탄올 (C_2H_5OH)에 존재하는 C, H, O의 질량 백분율은?

예제 2) 60.00g의 드라이클리닝 액체 시료를 분석한 결과 10.80g의 탄소, 1.36g의 수소, 47.84g의 염소를 포함하고 있는 것으로 밝혀졌다. 이 화합물의 실험식을 결정하시오.

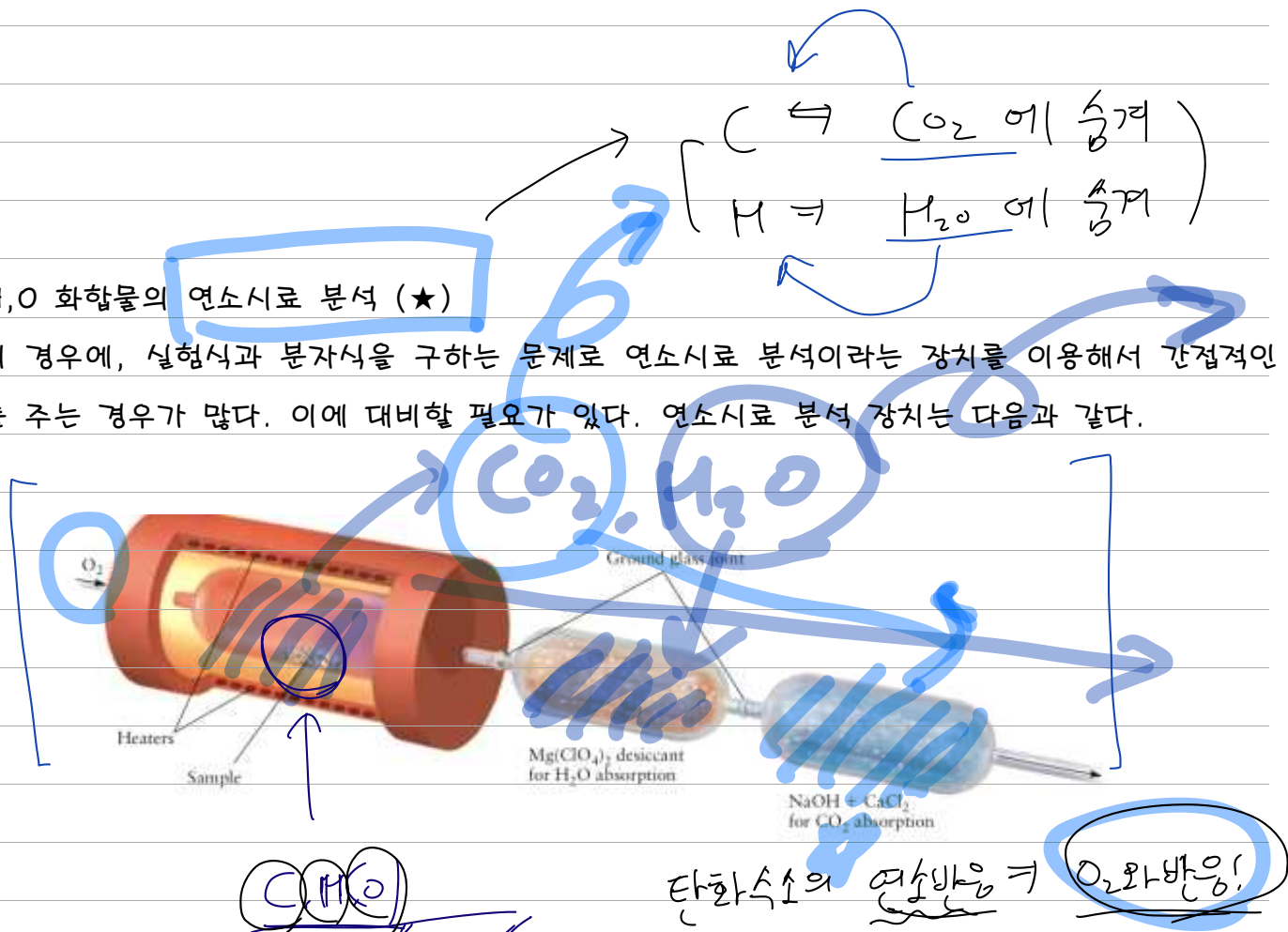
예제 3) 다음과 같은 질량 백분율을 가지는 화합물의 실험식과 분자식을 결정해 보시오.

(물질량 = 505.44g/mol, Br : 94.85% , C: 4.75% , H : 0.40%)

예제 4) 어떤 화합물이 47.08%의 탄소, 6.59%의 수소, 그리고 46.33%의 염소로 구성되어 있다. 이 화합물의 물질량은 153g/mol이다. 이 화합물의 실험식과 분자식을 구하라.

* C, H, O 화합물의 연소시료 분석 (★)

보통의 경우에, 실험식과 분자식을 구하는 문제로 연소시료 분석이라는 장치를 이용해서 간접적인 정보를 주는 경우가 많다. 이에 대비할 필요가 있다. 연소시료 분석 장치는 다음과 같다.



시료 분석은 다음과 같은 순서로 하면 된다.

- 1) H_2O 의 질량과 CO_2 질량으로부터 C와 H의 질량을 도출한다.
- 2) 만일, C, H 이외에 O가 있는 경우 전체 시료의 질량에서 1)에서 구한 C와 H의 질량의 합을 빼도록 한다.
- 3) 시료를 구성하는 원소의 질량을 도출한 후에 각 원소의 원자량을 나누어 화합물을 구성하는 원자수의 비를 구하고, 그것을 가장 간단한 정수비로 표현한다.
- 4) 3)으로부터 실험식을 구하고, 추가적으로 분자량이 주어진 경우 실험식에 배수를 곱하여 분자식을 구할 수 있다.

C, H, O) 연소

예제) 탄소와 수소를 함유하는 1.000g의 화합물이 고온에서 산소와 반응하여 0.692g의 H_2O 와 3.381g의 CO_2 를 만들었다. 이 화합물의 실험식은?

2-5) 화학반응의 양적계산

: 화학반응 진행 후 생기는 반응물과 생성물의 양을 구하는 과정으로, 크게 ICE 방법과, (단위 차원 분석 방법으로 구한다) ICE 방법은 반응을 하는 상황을 도표로 만들어서 풀이하는 방법이고, 단 차원 분석 방법은 화학 반응식의 계수비를 고려하여 반응물과 생성물의 반응 비 등을 활용해서 내가 원하는 화학종의 양을 알아내는 방법이다.

일반적으로...

case 1) 한계 반응물이 없는 경우에는 단위차원분석이 유리할 수 있다.

case 2) 한계 반응물이 있는 경우에는 ICE 방법이 좋다.

* 한계 반응물이란?

: 화학반응을 거치며 모두 소진되는 반응물을 의미한다. 결국, 반응의 정도는 한계 반응물에 의해 결정된다고 볼 수 있다.

* 수득 백분율

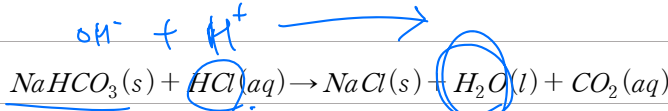
: 수득 백분율이란 이론적 수득량 대비 실제 수득량이 얼마나 나오는지 그 비율을 % 백분율로 나타낸 것이다. 이 때 이론적 수득량이란 한계반응물이 완전히 반응할 때 화학 반응이 완벽하게 이루어진다고 가정하고 얻는 값이고, 실제 수득량은 실제의 상황등이 고려되어 실제로 얻어진 생성물의 양을 말한다. 실험이나 공정 과정에서의 여러 가지 요인을 고려하면 실제 수득량은 이론적 수득량보다 적다.

모든 반응!

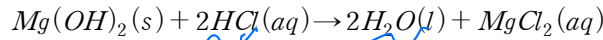
예제 1) 다음 반응에서 0.01g $NaHCO_3$ 이 반응하여 생성되는 CO_2 의 질량을 구하시오.



예제 2) 베이킹 소다 ($NaHCO_3$)는 흔히 제산제로 쓰인다. 위에서 분비되는 과량의 염산을 다음과 같이 중화시킨다.



수산화 마그네슘의 현탁액인 마그네시아 또한 제산제로 쓰인다.



두 제산제 중 어떤 것이 단위 질량 당 제산 효과가 더 크겠는가?

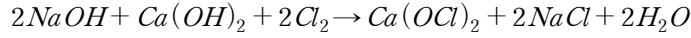


예제 3) 암모니아 (NH_3)와 염화수소 (HCl)을 섞으면 염화 암모늄 (NH_4Cl) 고체가 생성된다. 암모니아와 염화수소 각 10.0g을 반응시키면 반응 후에 어떤 물질이 얼마의 질량만큼 남아있는가?

예제 4) 고온에서 고체 산화구리(II) 위에 기체 암모니아를 통과시키면 질소 기체를 얻을 수 있다. 반응에서 다른 생성물은 고체 구리와 수증기이다. NH_3 18.1g이 CuO 90.4g과 반응한다면 어느 것이 한계 반응물인가? 그리고 N_2 는 몇 g이나 생기겠는가?

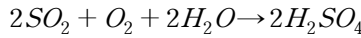
예제 5) 에테인 기체 (C_2H_6)와 염소 기체가 반응하면 HCl 과 함께 주 생성물로 C_2H_5Cl 을 생성한다. 그 외에도 $C_2H_4Cl_2$ 와 $C_2H_3Cl_3$ 등을 포함하는 많은 부생성물이 만들어진다. 300g의 에테인과 650g의 염소가 반응하여 490g의 C_2H_5Cl 이 생성된 경우 수득 백분율을 계산하시오.

예제 6) 하이포아염소산 칼슘, $Ca(OCl)_2$ 은 표백제로 쓰인다. 이 물질은 수산화 소듐, 수산화 칼슘, 염소를 아래와 같이 반응시켜 만들 수 있다.



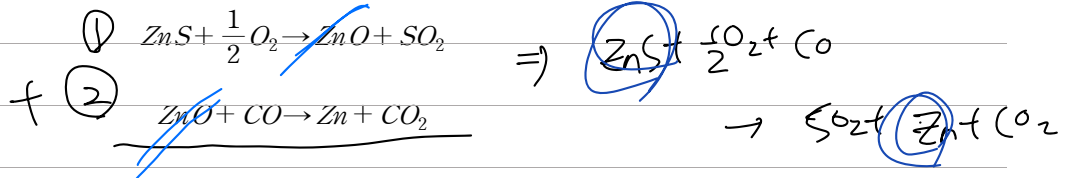
1067g의 $Ca(OH)_2$ 와 반응하는 염소와 수산화 소듐의 g수는 얼마인가? 그리고 몇 g의 하이포아염소산 칼슘이 만들어질까?

예제 7) 다음과 같은 화학 반응을 통해 황산 (H_2SO_4)가 만들어진다.



400g의 SO_2 , 175g의 O_2 , 125g의 H_2O 를 섞어서 이들 중 하나가 완전 소진될 때까지 반응이 진행된다. 어떤 것이 한계 반응물인가? 생성된 H_2SO_4 의 질량은 얼마이고 한계 반응물을 제외한 다른 반응물들의 남은 질량은 얼마인가?

예제 8) 아연 황화물 (ZnS)의 광석을 "볶음" (공기 중에서 가열)을 통해 ZnO 를 얻고 ZnO 를 일산화 탄소를 가열하여 아연 원소로 환원할 수 있다. 이들 두 반응은 다음과 같이 쓸 수 있다.



5.32kg의 ZnS 를 위와 같이 처리하여 3.30kg의 순수한 Zn 을 얻었다. 아연의 이론적 수율과 실제 퍼센트 수율을 계산하시오.

2-b) 용액에서의 양론

: 사실 이 부분은 용액 파트에서 다루고 있지만, 우리는 용액 파트에서 화학 반응을 통한 양적 계산을 위주로 먼저 다룬 후에, 용액 파트에서는 용액의 총괄성과 이상/비이상 용액을 위주로 공부할 것이다. 용액에서의 양론 문제를 해결하기 위해서는 다음과 같은 개념을 먼저 이해하자.

용질의 mol 수를 간접적으로 알고 있다.

* 몰농도 (Molarity, M) : 용액 1L 중에 녹아 있는 용질의 몰수.

$$M = \frac{n(\text{mol})}{V(L)} = \frac{w(\text{g}) / M.w(\text{g/mol})}{V(L)}$$

$$M = \frac{n}{V} \quad \boxed{n = MV}$$



(=용액)

* 몰랄농도 (Molarity, m) : 용매 1kg 중에 녹아 있는 용질의 몰수.

$$m = \frac{n(\text{mol})}{w(\text{kg})} = \frac{(w(\text{g})/M.w(\text{g/mol}))}{w(\text{kg})}$$

* 퍼센트 농도 : 용액의 전체 질량 대비 용질의 질량을 백분율로 나타낸 개념

$$\% = \frac{w(\text{solute})}{w(\text{solution})} \times 100$$

* 노르말 농도 (N) : 용액 1L당 당량수를 의미한다. 여기서, 당량수란 화학 반응에서 화학양론적으로 각 원소나 화합물에 할당된 일정량을 의미한다. 정의만 보서는 이해하기 어렵지만, 문제풀이에 있어 세가지만 기억하도록 하자.

I) 원소의 당량 : $1\text{mol} = \text{전하량} * \text{eq}$

II) 산염기 당량 : $1\text{mol} = \text{내놓는 } H^+ \text{ or } OH^- \text{ 수} * \text{eq}$

III) 산화환원 당량 : $1\text{mol} = \text{이동한 전자 몰수} * \text{eq}$

이 때, 산화환원 당량의 경우 이동한 전자 몰수를 알기가 쉽지 않다. 따라서, 대표적인 두가지만 기억하도록 하자. ($KMnO_4 = 5\text{eq/mol}$, $K_2Cr_2O_7 = 6\text{eq/mol}$)

만일, 전체 반응식 상에서 산화와 환원 물질이 무엇인지, 산화수 변화는 얼마나 되는지를 명확히 알 수 있다면, 우리는 전자의 이동 몰수를 파악하여 당량을 구할 수 있다.

* 몰 분율 : 용액을 구성하고 있는 화학종의 전체 몰수 대비 원하는 화학종의 몰수 비

$$x = \frac{n_1(\text{desired mol})}{n_1 + n_2 + \dots + n_n(\text{total mol})}$$

예제 1) 48.5g의 고체 염화나트륨을 물에 녹여 2.50L의 용액을 만들었을 때, 몰농도를 계산하시오.

예제 2) $1.0 \times 10^{-3}M$ 의 $Ba(NO_3)_2$ 1.50L에 녹아 있는 NO_3^- 의 몰수는 얼마인가?

예제 3) 0.15M의 NaCl이 녹아 있는 용액이 있다. 1.0mg의 NaCl을 포함하고 있는 용액의 부피는 얼마인가?

예제 4) 10g의 $AgNO_3$ 로 0.25M $AgNO_3$ 용액을 만들기 위해 필요한 부피는 얼마인가?

예제 5) 0.10M의 HCl 용액 1.25L를 만드는 데 필요한 10M의 염산의 부피는 얼마인가?

예제 6) 물 0.200L에 $MgCl_2$ 22.4g을 녹여 용액을 만들었다. 순수한 물의 밀도는 $1.00g/cm^3$ 이고, 만들어진 용액의 밀도는 $1.089g/cm^3$ 일 때, 이 용액에서 $MgCl_2$ 의 몰 분율, 몰농도, 몰랄농도를 계산하시오.

예제 7) 9.386M 황산 수용액의 밀도는 $1.5091g/cm^3$ 이다. 이 용액에서 황산의 몰랄농도, 질량 퍼센트, 몰 분율을 계산하시오.

예제 8) 다음 물음에 답하시오.

a) 0.100M $KHCO_3$ 수용액 0.500L를 만드는 방법을 설명하시오.

b) 이 용액을 0.0400M $KHCO_3$ 로 희석시키는 방법을 설명하시오.

2-7) 산염기 반응 (강산과 강염기 반응) $(H^+ + OH^- \rightarrow H_2O)$

: 우리가 이번 양론에서 다룬 산염기 반응은 산염기 반응 중 극히 일부의 상황을 다룬다. 산-염기 적정에 관한 양론만을 고려할 것이며, 약산과 약염기의 해리반응, 그리고 pH를 구하는 방법이나 산과 염기의 여러 개념들은 산염기 적정과 산염기 파트에서 자세히 다루도록 한다.

산염기 적정을 통해, 중화반응이 이루어지며 그 중화반응의 알짜반응은 H^+ 와 OH^- 가 만나 H_2O 를 형성하는 반응이다. 앞서 배운 양론의 개념을 활용하여 문제를 풀면 되기 때문에, 바로 문제를 통해 익혀보도록 하자.

예제 1) 0.250M의 KOH 용액 45.0mL를 중화시키는 데 필요한 0.200M HCl 용액의 부피는 얼마인가?

예제 2) 염산 0.250M, 75mL을 0.0550M Ba(OH)₂ 용액 225.0mL에 가하였다. 이 용액에 남아 있는 과량의 H⁺ 또는 OH⁻ 이온의 농도는 얼마인가?

예제 3) 25.00mL의 염산 용액을 완전히 중화시키는 데 0.106M 수산화 소듐 24.16mL가 필요하다. 처음 염산 용액의 농도는 얼마인가?

예제 4) 식초를 분석하여 아세트산의 함유량을 분석하고자 한다. 시료 50.0mL를 취해서 1.306M NaOH 용액으로 적정하였다. 페놀프탈레인 종말점에 도달하는데 NaOH 용액 31.66mL가 사용되었다. 식초에 포함된 아세트산 농도 (몰농도)를 계산하시오. 중화반응이 완결!

Handwritten notes: $\rightarrow CH_3COOH = 4.175 \times 10^{-2} M$, 식초 50mL

2-8) 침전 반응

: 마찬가지로, 여기서는 침전이 되는 케이스에 한해서 침전 반응의 양론 계산을 하는 제한적인 상황을 마주할 것이다. 자세히는 용질마다 침전이 되는 케이스와 되지 않는 케이스를 용해도곱 상수와 평형 개념을 활용하여 설명하고, 각 침전물마다 각각의 용액 속에서 얼마나 녹을지를 예측하는 개념이 있지만 여기서는 다루지 않고, 간단한 양론 계산 유형만 다룰 것이다. 그러기에 앞서, 물 속에서 녹지 않고 침전되는 반드시 양기해야 할 양금을 양기하도록 한다.

참고로, 침전반응의 정의 자체는 두 용액이 섞일 때, 일부가 가라앉아 불용성 고체 침전물을 만드는 반응을 이야기한다.

* 양금 : 이온결합 물질로, 물에 잘 녹지 않는 고체

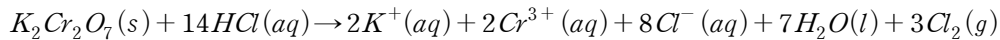
흰색	BaSO ₄ , BaCO ₃ , CaSO ₄ , CaCO ₃ , ZnS, AgCl, Ag ₂ SO ₄ , Ag ₂ CO ₃ , PbCl ₂ , PbSO ₄ , PbCO ₃ , MgCO ₃ , ...
노란색	PbI ₂ , CdS, AgI, AgBr
검은색	Ag ₂ S, PbS, CuS, HgS, ...

예제 1) 0.2M $AgNO_3$ 용액 2.5L에 존재하는 모든 Ag^+ 이온을 $AgCl$ 로 침전시키기 위해 필요한 고체 $NaCl$ 의 질량을 계산하시오.

예제 2) 0.200M 수산화 포타슘 수용액 100.0mL에 0.200M 질산 마그네슘 수용액 100.0mL를 넣었다. 이때 생성된 침전의 질량은 얼마인가?

예제 3) 탄산 소듐 수용액이 염화 칼슘 수용액과 혼합하였을 때 흰 침전이 즉시 생긴다. 이 침전을 설명하는 알짜 이온 반응식을 쓰시오.

예제 4) 중크롬산 포타슘을 진한 염산 용액에 가하였을 때 다음 반응식처럼 반응하여 염화 크로뮴(III)과 염화 포타슘의 혼합 용액과 증발하는 염소 기체를 만든다.



$K_2Cr_2O_7$ 6.20g이 진한 염산과 반응하여 용액의 최종 부피가 100.0mL가 되었다고 하자. $Cr^{3+}(aq)$ 의 최종 농도와 생성된 염소의 몰수를 계산하시오.

2-8) 산화 환원 반응 ㄱ. 전자의 이동이 동반하는 반응

: 산화수를 구하는 방법을 충분히 연습하고, 반쪽 반응법을 활용해 전체 균형화학식을 작성하는 방법을 충분히 연습해야 한다. 각각의 개념을 학습하고, 예제를 학습하며 익히도록 하자.

* 산화/환원 반응 : 물질이 전자를 잃고 얻는 전자가 이동하는 반응을 의미한다. 이 때, 전자를 잃는 반응을 산화 반응이라 하고, 전자를 얻는 반응을 환원 반응이라 한다. 산화수는 산화 반응을 통해 증가하며, 환원 반응을 통해 감소한다. 즉, 산화수의 변화를 통해 전체 반응식에서 어떤 것이 산화했고, 어떤 것이 환원 했는지 파악할 수 있다.

* 산화제와 환원제

산화제 : 남을 산화시키고 자신은 환원하는 물질 (산화제 = 환원을 한다.) = 산화력
 환원제 : 남을 환원시키고 자신은 산화하는 물질 (환원제 = 산화를 한다.) = 환원력

* 산화수를 구하는 방법

- 1) 중성 분자에서의 원자 산화수 합 = 0

$$NaCl \quad NH_3 \quad O_2$$

$$+1 \quad -1 \quad (-3) + (+1) \times 3 = 0 \quad \frac{0}{0}$$
 - 2) 단원자 이온의 경우, 이온의 전하량이 곧 산화수
 - 3) 다원자 이온의 경우, 구성 원자의 산화수 합 = 이온의 전하량
 - 4) 보통의 경우에, 산소는 산화수 -2를 가지고, 플루오린은 -1을 가짐.
 그러나, 예외적으로 산소의 경우 H_2O_2 에서는 산화수 -1을 가짐. (과산화물)
 - 5) 수소의 경우, 일반적으로 +1을 가지지만 금속원소와 결합한 금속 수소화물의 경우 -1
- ex) NaH H_2O
 $(+1) \quad (-1) \quad (+1) \times 2 \quad (-2) = 0$

예제 1) 다음 화합물과 이온에서 각 원자의 산화 상태를 나타내시오.

- a) N_2O b) ClO^- c) SO_4^{2-} d) $KMnO_4$ e) H_2O_2 f) OF_2
 g) KO_2 h) PbO i) PbO_2 j) Pb_2O_3 k) Fe_3O_4

예제 2) $MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$ 의 반응에 대해, 산화 및 환원된 원자를 정하고, 산화제와 환원제를 정하십시오.

예제 3) 다음 식이 산화-환원 반응인지 확인하십시오.

- $SnCl_2(s) + Cl_2(g) \rightarrow SnCl_4(l)$
- $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$
- $2H_2O_2(l) \rightarrow 2H_2O(l) + O_2(g)$

* 수용액에서의 산화 환원 반응 계수 맞추기

: 이 유형은 시험에 출제될 확률이 높은 문제이다. 균형을 맞추지 않은 화학식을 주고, 균형 화학식을 맞춰보라는 문제로 출제될 수도 있고 전자의 이동 물수를 찾아보라는 객관식 형태로 등장할 수도 있다. 전자의 이동물수를 파악하는 것은 향후 전기화학 파트에서도 중요하게 다뤄지는 개념이므로 충분히 연습하도록 한다.

-> 균형 화학식을 맞추는 방법은 반쪽반응법을 활용한다. 순서는 다음과 같다.

- 1) 먼저, 산화수를 통해 산화한 물질과 환원된 물질을 찾아낸다.
- 2) 산화한 물질에 대한 산화반응과 환원된 물질에 대한 환원반응을 대략적으로 쓴다.
- 3) O, H를 제외한 다른 원소의 개수를 맞춰준다.
- 4) O를 H_2O 를 추가하여 맞춰준다.
- 5) H를 H^+ 를 추가하여 맞춰준다.
- 6) 산화반응과 환원반응 각각의 전하를 따져서, +가 더 많은 쪽의 양전하를 상쇄하기 위해 전자를 알맞게 추가한다.
- 7) 산화반응과 환원반응의 전자수가 다르다면, 각각 전자수의 최소공배수가 되도록 n배한다.
- 8) 두 반응을 더하여 전체 반응식을 만든다. (산성 용액에서의 반응은 여기까지만 하면 된다.)
- 9) 염기성 용액에서의 반응이라면 남아있는 H^+ 의 개수만큼 OH^- 를 양변에 더해주면 된다.

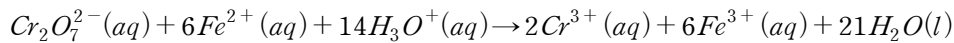
예제 1) 다음 반응식의 균형 화학반응식을 쓰시오.

- a) $Ce^{4+}(aq) + Sn^{2+}(aq) \rightarrow Ce^{3+}(aq) + Sn^{4+}(aq)$
- b) $H^+(aq) + Cr_2O_7^{2-}(aq) + C_2H_5OH(l) \rightarrow Cr^{3+}(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$
- c) $H^+(aq) + MnO_4^-(aq) + Fe^{2+}(aq) \rightarrow Mn^{2+}(aq) + Fe^{3+}(aq) + H_2O(l)$
- d) $Ag(s) + CN^-(aq) + O_2(g) \rightarrow Ag(CN)_2^-(aq)$ (단, 이 반응은 염기성 수용액에서 일어난다.)
- e) $Ag(s) + HS^-(aq) + CrO_4^{2-}(aq) \rightarrow Ag_2S(s) + Cr(OH)_3(s)$ (염기성 수용액에서의 반응)
- f) $Cl_2(g) \rightarrow ClO_3^-(aq) + Cl^-(aq)$ (염기성 수용액에서의 반응)

* 산화/ 환원 반응에서의 양론 문제

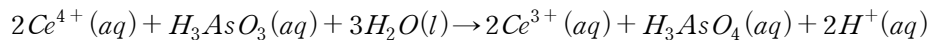
: 앞서 다뤘던 양론과 다를 것 없이, 반응식의 계수와 연관지어 mol수 비로 해석을 하면 어렵지 않게 문제를 풀 수 있으니 다음 예제를 풀이하며 익혀보자.

예제 1) 산성 용액에서의 중크롬산 포타슘 용액을 써서 철(II) 이온의 용액을 다음 식에 따라 적정할 수 있다.



중크롬산 포타슘 용액은 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 5.134g을 물에 녹이고 묽혀서 전체 부피가 1.000L가 되도록 만든다. Fe^{2+} 를 함유한 500.0mL 시료를 적정한 경우 종말점에 이르는데 중크롬산 포타슘 용액 34.26mL가 필요하다. 초기 용액에서 Fe^{2+} 의 농도를 구하시오.

예제 2) 세륨(IV) 이온은 산성 용액에서 강한 산화제여서 다음 식처럼 아비소산 (H_3AsO_3)를 산화시켜 비소산으로 만든다.



As_2O_3 0.217g을 염기성 용액에 녹인 다음 산성화시켜 H_3AsO_3 를 만든다. 이 아비소산을 적정하기 위해서 황산 세륨 용액이 21.47mL 필요하다고 할 때, 적정액에서 $\text{Ce}^{4+}(\text{aq})$ 의 초기 농도를 계산하시오.

예제 3) Fe^{2+} 와 Fe^{3+} 이온을 모두 포함하는 용액 25.0mL을 묽은 황산에 녹인 0.0100M KMnO_4 46.0mL로 적정했더니 모든 Fe^{2+} 이온은 Fe^{3+} 이온으로 산화되었다. 다음으로 아연 금속을 사용하여 이 모든 Fe^{3+} 이온을 Fe^{2+} 이온으로 환원한 후 마지막으로 Fe^{2+} 이온만을 포함하는 이 용액을 Fe^{3+} 이온으로 산화하기 위해 위의 KMnO_4 용액 80.0mL가 필요하였다. 원래 처음 용액 중의 Fe^{2+} 와 Fe^{3+} 의 몰농도를 구하시오.

