

1. 원자, 분자, 그리고 이온

[연습문제 해설과 답]

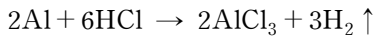
1. 원자와 분자의 증거 : ③

질량 보존 법칙, 일정 성분비 법칙은 원자의 존재(①, ②)를 보이며, 게이뤼삭 법칙(기체 반응 법칙, ④)은 분자의 존재를 보인다. ③은 가상적인 원자설을 나타낸다.

2. 양성자와 전자 : ②

양성자와 중성자는 핵을 구성하며 질량이 거의 비슷하다. 양성자와 전자는 질량에서는 현격하게 차이가 나지만, 전하는 서로 부호만 다르고 맞설 수 있다. 중성자의 전하는 0이다.

3. 알루미늄이 염산과 반응해 수소가 발생하는 반응 : ③



반응식의 의미는 $2 \times 27.0\text{g}$ 의 알루미늄이 반응하면 표준 상태(STP)에서 $3 \times 22.4\text{L}$ 의 수소가 발생한다. 따라서, 알루미늄 3.0g 이 반응하면 3.73L 의 수소가 생성된다.

4. 일정 성분비 법칙 : ③

물 분자를 구성하는 수소와 산소의 질량비는 1:8로 어떤 과정을 거쳐 생성되었든 항상 일정하다. 수소와 산소로 구성되는 예로 H_2O 와 H_2O_2 를 비교할 때 구성하는 수소와 산소의 질량비는 서로 다르다. 탄화수소를 연소시켜 수분(H_2O)이 36mg 이면 수소의 질량은 $36\text{mg} \times \frac{2}{18} = 4\text{mg}$ 이다.

5. 배수 비례 법칙 : ②

탄소와 산소로 이루어진 화합물은 일산화 탄소(CO), 이산화 탄소(CO_2)로서 탄소 12g 에 대한 산소의 질량비는 $16\text{g} : 2 \times 16\text{g} = 1 : 2$ 이다.

6. 양성자, 중성자, 전자 관계 : ①

${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$ 에서 원소 표시의 왼쪽 아래가 양성자 수이므로 양성자가 17개, 왼쪽 위가 양성자 수 35인데, 양성자 수와 중성자 수를 합한 것으로 중성자 수는 $35 - 17 = 18$ 이다. 염화 이온의 음 전하가 양성자보다 전자가 1개 많다는 뜻이므로 전자 수는 18개이다.

7. 동위원소와 동소체 : ④

동위원소는 원자번호가 같으면서 질량수가 다른 원소 관계이고, 동소체는 한 가지 원소로 이루어졌지만 서로 다른 물질 관계를 가리킨다. 동위원소는 원자번호가 같으므로 화학적 성질이 같고 다이아몬드와 풀러렌은 모두 탄소 동소체이다. ${}^{14}_6\text{C}$ 와 ${}^{14}_7\text{N}$ 의 경우 질량수는 같지만 원자번호가 다르므로 서로 다른 원소이다.

8. 평균 원자량 : ①

평균 원자량은 동위원소의 질량수와 존재비로 구한다. $28 \times 0.9 + 29 \times 0.06 + 30 \times 0.04 = 28.08$ 이므로 유효숫자 세 자리로 답하면 28.1이다.

9. 수소 원자의 에너지 준위 : ③

$E_n = -\frac{1312}{n^2}$, 주양자 수(n)가 증가할수록 에너지 준위가 증가해 전자가 완전히 핵의 영향에서 벗어나면 ($n = \infty$) 에너지 준위는 0이다.

10. 물의 정의 : ②

아보가드로 수는 원자량의 정의에 따라 달라질 수 있으며, $^{12}_6\text{C}$ 12.00g 속에 들어 있는 탄소 원자 수가 1몰이다. 수소 분자(H_2) 1몰에는 수소 원자가 2몰 들어 있고, STP에서 산소 분자(O_2) 1몰의 부피는 22.4L이다.

11. STP에서 기체 부피 : ④

STP는 0 °C, 1 atm 조건이고 기체 부피는 22.4 L이다. 엔탈피나 엔트로피 등 열역학적 계산을 할 때 온도 조건은 25 °C이다.

12. 실험과 오차 : ①

정밀도는 실험값들 사이의 오차 정도를 나타내고, 정확도는 참값에 떨어진 정도를 가리킨다. 계통 오차는 오차가 일정한 방향성을 띠고 있는 것이고, 우연 오차는 보정이 불가능한 오차로서 우발적인 원인으로 생긴다.

13. 금속과 염산의 반응 : ③

금속이 양이온으로 될 때 전하가 다르면 염산과 반응해 생성되는 수소(H_2) 부피도 다르다.

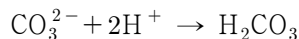
14. 몰 분율 : ③

몰 분율은 혼합물의 전체 몰 수에 대한 구제 성분 몰 수의 비율을 뜻한다. 80% 메탄올 수용액의 구성은 메탄올이 64 g, 물이 16 g으로 구성되어 있다고 생각하고 계산한다.

15. 메탄올과 에탄올 용액 : ①

메탄올(분자량 32) 3몰, 에탄올(분자량 46) 1몰이 섞였다고 생각하면 $32 \times \frac{3}{4} + 46 \times \frac{1}{4}$ 이므로 35.5이다.

16. 알짜 이온 반응식 : ④



반응 전후를 비교해 수용액에 존재하는 구경꾼 이온을 삭제하면 알짜 이온만 남는다.

17. 화합물 명명법 : ①

다음 각 화합물의 바른 이름은 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 수산화 칼슘, $\text{Fe}(\text{ClO})_2$ 하이포아염소산 철(II), NaHSO_4 황산수소 나트륨이다.

18. 산의 희석 : ④

용액에 산(H^+)을 공급하는 것은 $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ 와 $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ 인데, 묽은 용액에서는 물의 자동 이온화도 기여한다. 그러나, 정확한 계산을 위해서는 양이온과 음이온의 균형도 이용해야 하는데, 이 문제에서는 산을 희석해도 염기성으로 전환되지 않는다는 것을 염두에 두면 된다.

19. 반응의 종류 : ①

최외각 전자를 주고 받는 반응이 산화, 환원이고, 양성자(H^+)를 주고 받는 반응이 산, 염기이다. 수소 이온은 양성자와 같은 뜻으로 사용한다.

20. 유효숫자 : ③

유효숫자는 마지막 숫자에 불확정성을 포함한다. ①, ②에서 유효숫자는 2개, ④에서 밀도는 질량을 부피로 나누기 때문에 밀도는 유효숫자 4개이고, ⑤의 유효숫자는 4개이다.

21. 원자와 분자 : ③

원자량, 분자량, 화학식량은 상대적으로 나타낸 질량이며 $^{12}\text{C} = 12.00$ 이 기준이다. 1몰은 아보가드로 수라고 하며 통상 6.02×10^{23} 개를 나타낸다.

22. 혼합물과 화합물 : ④

혼합물은 농도가 변해도 구성 물질의 성질은 달라지지 않고, 화합물이 되면 구성 원소가 가진 성질은 새로이 바뀌고 일정 성분비의 법칙이 성립한다.

23. 화학식의 종류 : ②

시성식은 분자의 성질을 나타내는 작용기를 나타낸 식이고, 실험식은 실험을 통해 결정된다. 분자식은 실험식과 정수 배(n 배) 관계가 성립한다. 실험식량에 n 배를 하면 분자량과 같으므로 서로 다른 분자지만 실험식이 같은 경우가 있다. 예를 들어 CH_3COOH (아세트산)과 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (포도당)은 실험식이 같다(CH_2O). 평형은 \rightleftharpoons 로 나타내고, 기체의 경우에는 반응 계수비와 반응 부피비가 같다.

24. 수용성 : ⑤

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, CaBr_2 , MgCl_2 , MgSO_4 는 수용성이지만, Ag_2SO_4 는 물에 잘 녹지 않는다.

25. 화학 반응식 : ④

$\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 의 반응 계수를 완성하면, $\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2 + 26\text{O}_2 \rightarrow 18\text{CO}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$ 이므로 산소(O_2)의 계수는 26이다.

26. 물(H_2O)의 분자 수 : ⑤

1.0 ng은 10^{-9}g 이므로 $\frac{18 \times 10^{-9}}{18} \times 6.0 \times 10^{23} = 6.0 \times 10^{14}$ 개이다.

27. 분자식 : ⑤

%값을 질량으로 생각하고 각각 원자량으로 나눈 다음(원자 몰 수 비) 간단한 정수 비로 나타낸다.

$\text{C}:\text{H}:\text{O} = \frac{60.9}{12}:\frac{4.3}{1}:\frac{34.8}{16} = 7:6:3$ 이므로 살리실산의 분자식은 $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ 이다.

28. 핵과 전자 : ②

양성자의 질량은 전자의 약 2000배이지만 전하의 크기가 같고 부호만 반대이다. 핵은 양성자와 중성자로 이루어져 있는데, 양성자와 중성자의 질량은 거의 같아 핵의 질량은 원자의 질량과 비슷하다. 원자와 전자 사이의 공간은 거의 비어 있으므로 매우 조밀한 핵의 밀도보다 원자의 밀도가 훨씬 작다. Na^+ , Ne 의 전자 배치는 $1s^2 2s^2 2p^6$ 로 같지만 전혀 다른 화학 성질을 가진다.

29. 반응식의 의미 : ④

$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$ 반응에서 모두 기체이므로 질소 10 L가 모두 반응하면 수소 30 L와 반응해 암모니아 20 L가 생성된다. NH_3 34 g이 생성되려면 최소 질소 28 g, 수소 6 g이 필요하다.

30. 화합물에서 원소 함량 : ③

에탄올($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)에서 탄소의 비율은 $\frac{2 \times 12}{46} \times 100\%$ 이므로 52.17%이다.

2. 주기성과 원자의 전자 배치

[연습 문제 해설과 답]

1. 들뜬 상태의 탄소 원자 전자 배치 : ②

바닥 상태의 탄소 원자는 $1s^2 2s^2 2p^2$ 인데, 들뜬 상태에서는 $1s^2 2s^1 2p^3$ 로 $2s$ 전자가 $2p$ 오비탈로 전이한다.

2. 전기 음성도 : ②

전기 음성도는 공유 결합을 하고 있는 전자쌍을 끌어당기는 능력을 말한다. 전자 친화력(또는 전자 친화도 (electron affinity))는 기체 원자 1몰이 전자 1몰을 얻을 때 방출하는 에너지이다. 이온화 에너지가 기체 상태에서 1몰이 전자 1몰을 제거할 때 들어가는 에너지인 것과 반대 개념이다.

3. 수소 원자의 발머 계열 : ②

수소 원자에서 발견하는 스펙트럼은 선 스펙트럼이고 에너지 준위는 $E_n = -\frac{1312}{n^2}(\text{kJ/mol})$ 이므로 $n = \infty \rightarrow n = 2$ 의 에너지는 $0 - \left(-\frac{1312}{2^2}\right)$, $n = 2 \rightarrow n = 1$ 의 에너지는 $\left(-\frac{1312}{2^2}\right) - \left(-\frac{1312}{1^2}\right)$ 이다. 라이먼 계열은 자외선이고 진동수가 증가할수록 에너지가 증가한다. 같은 에너지 준위일 경우 에너지 준위가 낮은 곳에서 높은 곳으로 전이하는 것과 높은 곳에서 낮은 곳으로 전이할 때 에너지 크기는 같다.

4. 양자 수 : ①

부양자수(l)는 오비탈 모양을 결정하고, 자기 양자수(m_l)는 공간 배향을 결정한다. 스핀 양자수(m_s)는 오비탈에 배열되는 전자의 스핀을 규정하며 $+\frac{1}{2}$ 와 $-\frac{1}{2}$ 두 가지만 있다.

5. 원자와 이온 반지름 : ⑤

통상, 금속은 원자가 껍질의 전자를 잃으며 양이온이 되고, 비금속은 전자를 얻어 음이온이 되는데, 금속 이온은 원자보다 반지름이 감소(전자껍질 감소)하고, 비금속은 원자보다 반지름이 증가(전자 간 반발)한다.

6. $n+l$ 규칙 : ①

$n+l$ 규칙은 주양자수(n)와 자기 양자수(부양자수, l)을 더해 작은 값을 가지면 전자가 먼저 배열되고, 같을 때는 주양자수가 작은 쪽에 전자가 먼저 배열된다는 규칙이다.

7. 일전자 입자의 오비탈 에너지 준위 : ①

일전자 입자에서 전자의 에너지 준위는 주양자수에 의해 결정된다. 수소 원자에서 전자의 에너지 준위는 $E_n = -\frac{1312}{n^2}(\text{kJ/mol})$ 이고, 수소 원자에서 라이먼 계열은 자외선, 발머 계열은 가시광선 영역으로 방출한다.


8. 양자 역학의 의미 : ③

전자와 같은 작은 입자의 운동을 설명하는 현대 이론이고 전자의 운동을 파동으로 간주하여 전자가 발견될 위치를 확률(Ψ^2)로만 말할 수 있다. 거시적 영역에서는 뉴턴 역학을 이용해 설명한다.

9. 양자수의 제한 : ④

주양자수(n)는 자연수를 사용하고, 부양자수(l)는 $l = 0, 1, \dots, n-1$ 이고, 자기 양자수(m_l)는 부양자수에 의해 제한($m_l = -l, -l+1, \dots, +l$)된다.

10. 다전자 원자의 전자 배치 : ④

산소 원자의 전자 배치는 $1s^2 2s^2 2p^4$ 인데, 와 같이 홀전자가 들어 있다. 질소 원자의 전자 배치는 $1s^2 2s^2 2p^3$ 로 $2p$ 오비탈 전자가 훈트 규칙에 따라 배열되어 있고, 탄소 원자에서 오비탈 에너지 준위는 $3s < 3p < 3d$ 순이지만, 수소 원자에서는 $3s = 3p = 3d$ 이다.

11. 4주기 전이 원소의 전자 배치 : ①

${}_{22}\text{Ti}^{4+} : [\text{Ar}]$ 임을 참고하면 $\text{Ti} : [\text{Ar}]3d^2 4s^2$, $\text{Ti}^{2+} : [\text{Ar}]3d^2$ 임을 알 수 있다. 4주기 전이 원소 이후에는 에너지 준위가 $3d < 4s$ 이지만, $3d$ 오비탈이 편재 오비탈, $4s$ 오비탈은 구형으로 비편재 오비탈이기 때문에 $d-d$ 전자 반발을 고려해 $4s$ 오비탈에 먼저 배열된다.

12. 알칼리 토금속의 최외각 전자 배치 : ②

알칼리 토금속의 최외각 전자 배치는 ns^2 이다.

13. 탄소 원자의 전자 배열 : ①

바닥 상태에서 원자가 전자 배치는 $2s^2 2p^2$ 이고, 오비탈 에너지 준위는 $2s < 2p$ 이다. CH_4 의 결합각은 모두 109.5° 이다.

14. 순차적 이온화 에너지 : ①

3주기 원소 중에서 2차 이온화 에너지가 가장 큰 것은 1족 원소이다.

15. 전자 친화도 : ③

알칼리 금속은 ns^1 이므로 최외각 오비탈에 전자를 들일 수 있다. 탄소족, 할로젠 모두 최외각에 전자를 들일 수 있으나 비활성 기체는 최외각에 전자를 들이지 못한다. 같은 주기에서 전자 친화도가 가장 큰 것은 할로젠이다.

16. 이온화 에너지 : ④

Cl^- 의 이온화 에너지는 Cl 의 전자 친화도와 같고, N_2 의 MO에서 N 의 $2p$ 전자 중 결합 오비탈(σ_{2p})에 배열된다. Na^+ 의 이온화 에너지는 Na 의 제2 이온화 에너지와 같으며, O_2 1몰에서 전자 1몰을 떼어낼 때 반결합 오비탈(π^*)에 있는 전자가 떨어진다.

17. 알칼리 토금속 : ②

알칼리 금속은 2족이고 전자를 잃어 +2가 양이온이 되기 쉽다. 알칼리 금속과 함께 알칼리 토금속은 환원력이 크다. 마그네슘이 전자를 잃으면 +2 산화수를 가질 수 있다.

18. 양쪽성 원소 : ④

대표적인 양쪽성 원소는 $\text{Al}, \text{Zn}, \text{Sn}, \text{Pb}$ 이고 이 산화물($\text{Al}_2\text{O}_3, \text{ZnO}$ 등)도 양쪽성이며 산과 염기 모두 반응할 수 있다. 양쪽성 원소는 산과 염기 모두 반응해 수소(H_2)를 발생시킨다.

19. 할로젠 원소 : ③

할로젠 원소는 $\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$ 으로 색깔을 띤다. 최외각 전자는 7개, F_2 의 반응성이 가장 크다.

20. 탄소와 질소의 전자 친화도 : ③

전자 배치는 C: $1s^2 2s^2 2p^2$, N: $1s^2 2s^2 2p^3$ 이다. 탄소에 전자가 추가되면 홀전자가 3개, 질소에 전자가 추가되면 홀전자는 2개가 된다.

21. 수소 원자의 스펙트럼 : ⑤

수소 원자는 선 스펙트럼을 볼 수 있고, $E_n = \infty \rightarrow n=2 < E_{n=2 \rightarrow n=1}$ 이다. 수소 원자의 에너지 준위(E_n)는 $E_n = -\frac{1312}{n^2}$ (kJ/mol)이고 빛 에너지는 $E = h\frac{c}{\lambda}$ 이므로 파장(λ)이 길수록 에너지가 작다.

22. 원소 기호의 의미 : ①

양성자 수는 원자번호와 같으므로 73, 중성자 수는 질량수에서 원자번호를 뺀 값과 같아 108, 전자는 음전하를 띠므로 전자 수는 양전하를 가지는 양성자 수에서 전하량을 뺀 값과 같다.

23. 이온화 에너지 : ①

2 주기 원소에서 이온화 에너지가 가장 작은 것은 금속성이 가장 큰 Li이고, 이온화 에너지가 가장 큰 것은 18족 원소인 Ne이다. 순차적 이온화 에너지를 알아야 원자가 전자 수를 알 수 있다.

24. 옥텟 규칙 : ④

Br은 4주기 원소로 BrCl_3 의 구조는 T자형이고 중심 원소는 10개의 전자를 가진다.

25. 원자 모형 : ①

톰슨 모형은 전자 발견, 러더퍼드 모형은 핵 발견, 보어 모형은 일정한 에너지 준위 개념과 연결되어 있으며, 현대 원자 모형은 오비탈 모형이라고도 한다.

26. 동위원소 : ①

동위원소는 원자번호가 같고 질량수가 다른 원소이므로 질량 분석기 실험과 동위원소가 연결되어 있다. 양극선 실험은 양성자, 기름 방울 실험은 전자의 전하, 음극선 실험은 전자 발견과 관련 있다.

27. $n+l$ 규칙 : ②

주양자수(n)와 부양자수(l)를 더한 값이 $n+l$ 로서 $n+l$ 값이 작은 것에 전자가 먼저 배열되고, $n+l$ 값이 같으면 n 값이 작은 쪽에 전자가 먼저 배열된다. $l=0$ 이면 s 오비탈, $l=1$ 이면 p 오비탈이고, $l=2$ 면 d 오비탈이다.

28. 원소 기호의 의미 : ①

염화 이온(Cl^-)의 원자번호는 17(3 주기, 17족)이므로 양성자가 17개이고, 질량수 35에서 양성자 수 17을 빼면 중성자 수가 18개이다. 문제에서 질량수가 35임을 예측할 수 있고, -1가 음이온이므로 전자는 양성자보다 1개 더 많은 18개이다.

29. 러더퍼드 모형 : ①

러더퍼드 실험으로부터 원자는 대부분 빈 공간이고, 원자 대부분의 질량이 핵에 집중되어 있으며, 알파 입자가 헬륨의 원자핵(+ 전하)이므로 작은 공간에 (+) 전하를 띤 핵이 있음을 알 수 있다. 핵 주위에 전자가 도는 구심력으로 핵과 전자 사이의 인력으로 설명한다.

30. 옥텟 규칙 : ⑤

옥텟 규칙은 원자 둘레에 8개의 전자가 배열됨을 뜻한다. O_3 에서 중심 산소 원자는 바깥 산소 원자와 공명 구조를 이룬다. BF_3NH_3 분자에서 NH_3 에 있는 비공유 전자쌍이 BF_3 의 중심 원자인 B에 제공되어 공유된다. SF_4 에서 중심 원자인 S의 원자가 전자 6개 중 4개는 F와 공유 결합을 만들고, 나머지 2개는 비공유 전자쌍 1쌍을 형성해 S 원자 주변에는 10개의 전자가 배열된다.