

1. 원자, 분자, 그리고 이온

[연습문제 해설과 답]

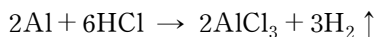
1. 원자와 분자의 증거 : ③

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. 혼합물과 화합물의 차이 : ④

혼합물을 이루는 성분의 성질은 달라지지 않고 상대적 비율(농도)만 달라진다. 화합물을 구성하는 성분의 성질은 화합물과 전혀 성질이 다르다. 화합물에는 일정 성분비 법칙이 적용되지만, 혼합물에는 그 법칙이 성립하지 않는다.

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 존재비를 이용해 구한다. $63 \times 0.7 + 65 \times 0.3 = 63.6$ 이다.

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. 몰의 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. 몰 수와 농도 : ②

몰 수는 $\frac{\text{(질량)}}{\text{화학식량(몰질량)}}$ 을 이용해 계산하거나, 몰 농도($\text{M}(\text{mol/L})$)와 부피(L)를 곱하면 몰 수가 된다. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 몰 수와 Cu^{2+} 몰 수는 같다.

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 : ①

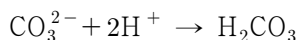
몰 분율은 혼합물의 전체 몰 수에 대한 구체 성분 몰 수의 비율을 뜻한다. 80% 메탄올의 구성은 메탄올이 80g, 물이 20g으로 구성되어 있다고 생각하고 계산한다.

15. 수용성과 침전 : ①

수용성 양이온 : 1족 금속 이온, NH_4^+ 수용성 음이온 : CH_3COO^- , NO_3^-

화합물을 구성하는 양이온, 음이온 중 어느 하나라도 수용성 이온이 있으면 수용성이다.

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. 강산과 강염기 : ②

강산은 유명한 염산, 질산, 황산이 있고, 약염기에는 암모니아와 아민 계열이다.

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 : ④

원소의 화학적 성질을 가진 최소 단위체가 원자이고, 분자는 화학적 형태와 성질을 잃지 않고 분리될 수 있는 최소의 입자이다.

22. 혼합물과 화합물 : ④

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

23. 탄소 화합물 : ①

분자량은 실험식량의 정수 배이고, 탄소 화합물에서 실험식을 결정하기 위해서는 완전 연소로 나오는 이산화 탄소의 질량으로부터 탄소 질량, 수분으로부터 수소 질량 등을 구할 수 있다. 분자식은 실험식을 정수 배로 구할 수 있고, 시정식은 작용기를 구분해 나타내므로 분자식과 같을 수 없다. 진한 황산은 수분을 흡수하고, 염화 칼슘은 수분을 흡수하지만, NaOH는 수분과 이산화 탄소를 모두 흡수할 수 있다.

24. 수용성 : ⑤

(NH₄)₂CO₃, CaBr₂, MgCl₂, MgSO₄는 수용성이지만, Ag₂SO₄는 물에 잘 녹지 않는다.

25. 화학 반응식 : ⑤

C₁₈H₃₆O₂ + O₂ → CO₂ + H₂O의 반응 계수를 완성하면, C₁₈H₃₆O₂ + 27O₂ → 18CO₂ + 18H₂O이므로 산소(O₂)의 계수는 27이다.

26. 물 질량 : ⑤

1.0ng은 10⁻⁹g이므로 $\frac{10^{-9}}{12} \times 6.0 \times 10^{23} = 5.0 \times 10^{13}$ 개이다.

27. 분자식 : ⑤

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

C:H:O = $\frac{60.9}{12} : \frac{4.3}{1} : \frac{34.8}{16} = 7:6:3$ 이므로 살리실산의 분자식은 C₇H₆O₃이다.

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⁺, Ne의 전자 배치는 1s²2s²2p⁶로 같지만 전혀 다른 화학 성질을 가진다.

29. 반응 양론 : ①

2NO(g) + O₂(g) → 2NO₂(g) 반응에서 다양한 반응 양론을 생각할 수 있다. NO 2몰이 산소(O₂) 32g과 반응하므로 산소 224g을 다 소모시키면 NO는 14몰이 소모된다. 산소 0.5몰이 모두 반응한다면 NO 30g이 필요하므로 NO가 한계 반응물이고, NO 0.5몰을 소모하는 데 필요한 산소는 표준 상태(STP)에서 5.6L이다. NO₂(g) 5.6L가 생성되려면 NO 15g, O₂ 16g이 필요하다.

30. 화합물에서 원소 함량 : ③

에탄올(CH₃CH₂OH)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 원자가껍질의 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 : ③

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 영역이다.


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 $1s^2 2s^2 2p^3$ 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. 주족 원소의 최외각 전자 배치 : ③

탄소족의 최외각 전자 배치는 $ns^2 np^2$ 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 결합 각은 모두 109.5° 이다.

14. 순차적 이온화 에너지 : ①

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

15. 전자 친화도 : ③

알칼리 금속은 ns^1 이므로 최외각 오비탈에 전자를 들일 수 있다. 알칼리 토금속은 $ns < np$ 이고, s 오비탈 전자가 채워져 있어 에너지 준위가 더 높은 p 오비탈에 전자를 배열하려면 전자 친화도가 거의 0에 가깝다.

16. 이온화 에너지 : ④

Cl^- 의 이온화 에너지는 Cl의 전자 친화도와 같고, N_2 의 MO에서 N의 2p 전자 중 결합 오비탈(σ_{2p})에 배열된다. Na^+ 의 이온화 에너지는 Na의 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 : ③

대표적인 양쪽성 원소는 Al, Zn, Sn, Pb이고 이 산화물(Al_2O_3 , 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 F_2 , Cl_2 , Br_2 , 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 : ④

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 : ④

Ca은 2족이므로 $E_2 \ll E_3$ 이고 세 번째 전자를 제거할 때 에너지가 매우 많이 든다. Al은 13족이므로 $E_3 \ll E_4$ 이고, 세 번째 전자를 제거하는 에너지 크기는 $Ca > Al$ 이다.

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

27. 파울리 배타 원리와 훈트 규칙 : ④

축퇴 오비탈에 배열되는 전자는 훈트 규칙에 따라 평행 스핀이고, $2s$, $2p$ 오비탈에 배열되는 4개의 전자는 $2s^2 2p^2$ 이다. 벤젠의 6개 π 전자는 파울리 배타 원리와 훈트 규칙을 만족하며 배열된다.

28. 원소 기호의 의미 : ①

염화 이온(Cl^-)의 원자번호는 17이므로 양성자가 17개, 질량수 35에서 양성자 수 17을 빼면 중성자 수가 18개이다. -1 가 음이온이므로 전자는 양성자보다 1개 더 많은 18개이다.

29. 러더퍼드 모형 : ①

러더퍼드 실험으로부터 원자는 대부분 빈 공간이고, 원자 대부분의 질량이 핵에 집중되어 있음을 알 수 있다.

30. 옥텟 규칙 : ①

총 원자가 전자 합을 구하면 NO는 $5 + 6 = 11$ 이므로 옥텟을 만족할 수 없다.