

2. 주기성과 원자의 전자 배치

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 $E_n = -\frac{1312}{n^2}$ (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 Al, Zn, Sn, Pb 이고 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 : 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.