

3. 이온 결합과 공유 결합

1. 이온성 염의 생성과 에너지 : ①

이온성 염이 생성되는 과정으로 $K(s) + \frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow KCl(s)$ 의 예에서 $K(s) \rightarrow K(g) \rightarrow K^+(g)$ 과정을 먼저 생각하면, $K(s) \rightarrow K(g)$ 에서는 승화열, $K(g) \rightarrow K^+(g)$ 에서는 이온화 에너지가 개입된다. 다음에 $\frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow Cl(g) \rightarrow Cl^-(g)$ 과정을 생각할 수 있는데, $\frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow Cl(g)$ 에서는 결합 에너지의 $\frac{1}{2}$, $Cl(g) \rightarrow Cl^-(g)$ 에서는 전자 친화도가 개입함을 알 수 있고, $K^+(g) + Cl^-(g) \rightarrow KCl(s)$ 과정에서는 결정 격자 에너지가 개입된다.

2. 본-하버 순환 과정 : ②

step1은 Li의 승화열이 필요하고, step2는 Li의 이온화 에너지가 필요하며, step3에서는 F_2 의 결합 에너지의 절반이 들어간다. step4는 F의 전자 친화도를 방출하는 과정이고, step5는 LiF의 격자 에너지만큼 방출한다. 전체 반응열(ΔH)은 $|\text{step1} + \text{step2} + \text{step3}| - |\text{step4} + \text{step5}|$ 로 계산한다.

3. 상호 작용 크기 : ④

일반적으로 이온 간 상호 작용은 원소 사이에 강한 정전기적 인력이 작용해 매우 강하고, 쌍극자 간 상호 작용은 극성 분자 간에 작용하는 인력이고, 수소 결합보다는 약하다.

4. 일산화 탄소의 공유 결합 : ⑤

일산화 탄소에 존재하는 전자쌍을 표현하면 비공유 전자쌍이 2, 공유 전자쌍이 3이다.
:C:::O:

5. 입체수와 형식 전하 : ④

입체수(steric number)는 결합한 원자 수와 비공유 전자쌍까지 포함해 계산하고, 형식 전하(formal charge)이며, 형식 전하는 실제 전하가 아니다. 공명 구조에서는 가장 안정한 것을 기준으로 하고, 괄호 속에 (형식 전하, 입체 수)로 표시하면, $SF_4(0, 5)$, $NO_2(+1, 3)$, $SO_4^{2-}(0, 4)$, $POCl_3(0, 4)$, $O_3(+1, 3)$ 이다.

6. 다이아몬드와 흑연의 혼성 궤도함수 : ②

다이아몬드는 sp^3 , 흑연은 sp^2 혼성 궤도함수를 만족한다.

7. 혼성 오비탈(궤도함수) : ③

각 분자들의 중심 원소의 혼성 궤도함수는 CH_4 sp^3 , H_2O sp^3 , SO_2 sp^2 , SF_4 $sp^3d(dsp^3)$ 이다.

8. 결합 차수(MO에서 계산) : ①

결합 차수는 공유 결합 수로 나타낼 수 있는데, $\frac{(\text{결합 전자 수}) - (\text{반결합 전자 수})}{2}$ 로 계산한다. CO : 3, NO : 2.5, OF : 1.5, O₂ : 2

9. 화학 결합 : ②

전류가 흐르는 방향에 대한 약속이 (+)에서 (-) 방향이므로 전선으로는 전자가 흘러 전자 흐름 반대 방향이고, 금속 양이온이 흐르는 방향이 전류 방향이다. 비금속 음이온은 금속 양이온과 반대 방향으로 흐른다.

10. PF₅와 SF₆의 혼성 오비탈 : ④

각각 중심 원자의 원자가 전자가 모두 공유 결합에 참여해 혼성 오비탈을 만들며, 각 분자의 혼성 오비탈은 PF₅ : $sp^3d(dsp^3)$, SF₆ : $sp^3d^2(d^2sp^3)$ 이다.

11. 결합 에너지 : ①

간단한 이원자 분자는 결합 에너지가 분자를 원자로 만드는 데 들어가는 에너지로 측정하면 되지만, 삼원자 분자 이상은 결합을 끊을 때마다 결합을 둘러싼 환경이 달라 에너지 크기가 달라지므로 평균 결합 에너지 개념을 적용해야 한다. H₂O(l) → 2H(g) + O(g)에서는 물의 증발열 정보가 필요하고, C₂H₄(g) → 2C(g) + 4H(g)에서는 C=C 결합 에너지가 필요하다.

12. 평균 결합 에너지와 반응 엔탈피(ΔH) : ①

어떤 반응의 반응 엔탈피는 (반응물의 결합 에너지 총 합) - (생성물의 결합 에너지 총 합)으로 계산한다. 생성물이 탄소 간 이중 결합을 가진 에텐이므로 2C(g) + 2H₂(g) → C₂H₄(g) 반응 과정의 엔탈피 변화(ΔH)는 $\Delta H = 2 \times 432 - 614 - 4 \times 413 = -1402$ kJ이다.

13. 혼성 궤도함수와 기하학적 구조 : ④

sp^2 혼성 궤도함수의 기본 구조는 평면 삼각형(또는 삼각 평면형)이고, sp^3 는 사면체형, dsp^2 는 평면 사각형이다.

14. 이온 결정 생성 과정 : ③

K(s) → K⁺(g) 과정에서는 승화열(K(s) → K(g))과 이온화 에너지(K(g) + IE → K⁺(g) + e⁻)가 필요하고, F₂(g) → 2F⁻(g) 과정에서는 F₂ 결합 에너지의 절반이 투입되고 전자 친화도 방출 과정(F(g) + e⁻ → F⁻(g))이 필요하다. K⁺(g) + F⁻(g) → KF(s)에서는 결정 격자 에너지를 방출한다.

15. 결합의 극성과 전기 음성도 : ④

전기 음성도가 가장 큰 원소는 F이고, 결합의 극성이 클수록 결합하는 원소 간의 전기 음성도 차이는 크다. 카보닐 탄소는 $C=O$ 이중 결합이 존재하며, BF_3 는 평면 삼각형으로 쌍극자 모멘트 합이 $0(\mu=0)$ 이다.

16. 비공유 전자쌍의 힘 : ①

중심 원자의 혼성 오비탈은 같아도 중심 원자에 배열되는 비공유 전자쌍 사이의 반발력이 더 커서 결합각에 영향을 끼친다. 결합각이 $CH_4 > NH_3 > H_2O$ 순서인 것은 비공유 전자쌍 수가 0, 1, 2인 까닭으로 설명한다. SO_2 와 SF_4 에서 S에는 비공유 전자쌍 1쌍 있고, 결합각은 $SO_2 > SF_4$ 이다.

17. 루이스 전자식 : ④

루이스 전자식은 원자가 전자 수를 모두 더한 값에서 시작하며, 공명 구조를 가질 경우 가능한 한 형식 전하가 0에 가까운 구조를 가장 실제 구조에 가까운 것으로 판단한다. ①에서는 산소 쪽에 비공유 전자쌍이 없고, ②는 탄소와 산소 사이가 이중 결합이고 선형 구조여야 하며, ③에서는 중심 원자인 황에 비공유 전자쌍이 있어야 한다.

18. 인산 구조 : ③

산소 산(산소가 결합하고 있는 산)에서 수소는 산소와 결합하는 것을 원칙으로 한다. 이후 중심 원소의 형식 전하가 0이 되도록 구조를 만들면 된다.

19. 혼성 오비탈과 구조 : ③

SO_2 , O_3 는 sp^2 로서 굽은 구조, PCl_5 는 삼각쌍뿔 구조로 $sp^3d(dsp^3)$ 이다.

20. 공명 구조의 의미 : ③

질산 이온(NO_3^-)의 공명 구조에서 N, O 사이에는 이중 결합이나 단일 결합이 존재하지 않고 모두 2주기 원소로서 옥텟을 초과할 수 없음을 알 수 있다. 중심 원자의 형식 전하는 +1이다.

21. 중심 원자의 족 예측 : ④

중심 원자의 형식 전하가 0이란 것은 X의 원자가 전자가 모두 결합에 참여했음을 뜻한다. 따라서, X는 15족이다. 5족은 전이 원소로 금속이다.

22. σ 결합과 π 결합 : ②

σ 결합은 오비탈이 핵 간 축을 따라 겹치므로 $s-s$, $s-sp^3$, $s-p$ 등 다양한 유형이 생길 수 있다. π 결합은 오비탈 겹침이 핵 간 축을 벗어나 있으므로 $p-p$ 뿐만 아니라, $p-d$, $d-d$ 겹침 등도 가능하며, CO_2 는 C와 O 사이가 이중 결합이지만, SiO_2 는 Si와 O 사이가 단일 결합으로 이루어져 있다.

23. 형식 전하 : ②

형식 전하는 실제로 양이나 음의 전하를 가지는 것이 아니고 이론적으로 부여하며, 계산 방법은 $\left(\text{원자가 전자 수} - \frac{\text{공유결합 전자 수}}{2} - \text{비공유 전자 수} \right)$ 이다. 괄호 속에 나타내는 중심 원자의 형식 전하는 $\text{O}_3(+1)$, $\text{SO}_4^{2-}(0)$, $\text{NH}_4^+(+1)$ 이다.

24. 결합 에너지와 반응열 : ①

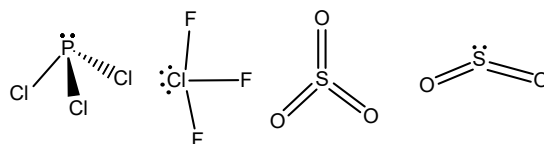
반응열은 $\Delta H = (\text{반응물 결합 } E) - (\text{생성물 결합 } E)$ 로 계산한다.
 $\Delta H = 430 + 150 - 2 \times 300 = -20 \text{ kJ}$ 이다.

25. 반응계 : ④

정반응(반응물→생성물)의 활성화 에너지는 E_1 이고, 역반응(생성물→반응물)의 활성화 에너지는 $E_1 + E_2 = E_3$ 이다. 반응의 엔탈피 변화는 $\Delta H = E_2$ 로 발열 반응이다. 발열 반응은 계에서 주위로 열이 흘러가고, 열은 조금이라도 높은 온도에서 낮은 온도 방향으로만 흐른다.

26. 극성 분자와 무극성 분자 : ③

극성 분자는 쌍극자 모멘트 합이 $\mu \neq 0$ 이며, 쌍극자 모멘트 합은 분자 구조 영향을 받으며, 무극성 분자는 쌍극자 모멘트 $\mu = 0$ 이다.



27. 분자 모양과 혼성 궤도함수 : ④

BCl_3 는 평면 삼각형으로 중심 원자 혼성 궤도함수는 sp^2 이고, NCl_3 분자에서 질소의 혼성 궤도함수는 sp^3 이다. s 오비탈이 혼성에 관여하는 것과 평면 형성은 관계가 없다.

28. 결합 차수 : ③

결합 차수는 결합 전자 수에서 반결합 전자 수를 빼고 2로 나누어 구한다. O_2 의 결합 차수는 2이고, F_2 는 1이다. N_2 의 결합 차수는 3, P_2 도 질소(N_2)와 같은 15족이므로 결합 차수가 같다.

29. 분자 구조와 전자쌍 반발 원리 : ①

BrCl_3 은 $2\text{BrCl}_3 \rightleftharpoons \text{BrCl}_2^+ + \text{BrCl}_4^-$ 와 같은 자동 이온화 반응을 한다. BrCl_3 의 구조는 T자형이고, BrCl_2^+ 는 굽은 형, BrCl_4^- 는 사각 평면형이고, I_3^- 는 선형 구조이다.

30. 평균 결합 에너지와 반응열(ΔH) : ②

반응열은 반응물 결합 에너지 총합에서 생성물 결합 에너지 총합을 빼서 계산한다.
 $\Delta H = 413 \times 4 + 242 - (413 \times 3 + 328 + 431) = -104 \text{ (kJ)}$