

5. 열화학

1. 열역학적 계 : ④ [강원대]

계는 우리가 관심을 가지는 대상인데, 고립계는 물질과 에너지 출입이 불가능한 계이고, 완전한 고립계는 현재 '우주'밖에 없다. 닫힌계는 에너지 출입만 가능하며 열린계는 물질과 에너지 출입이 모두 가능한 계를 가리킨다.

2. 열역학 법칙 : ② [중앙대]

열역학 제1법칙은 에너지 보존 법칙을 가리키며, 에너지 이동은 없지만 에너지 변환(전환)은 가능하다. 열역학 제2법칙은 엔트로피 증가에 관한 법칙, 열역학 제3법칙은 절대 영도에서 엔트로피가 0이 된다는 것으로 생각하면 된다. n 몰의 이원자 기체에는 회전(rotation)과 진동(vibration) 에너지가 포함되는데, $3nRT/2$ 는 단원자 이상 기체의 내부 에너지에서 병진(translation) 운동을 가리킨다. 헤스 법칙은 과정과 관계없이 전체 에너지 합이 같다는 것이고, 자발적으로 낮은 온도(저온)에서 높은 온도(고온)으로 열은 이동할 수 없다.

3. 화학양론 : ② [전남대]

열화학 반응식이 $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_3(\text{g}) \quad \Delta H = -99.1 \text{ kJ/mol}$ 에서 SO_2 64.07 g이 반응해 99.1 kJ을 방출하므로 96.1 g이 반응할 때의 반응열을 비례식으로 구한다.

4. 상태 함수 : ④

기계적 일과 열은 경로에 따라 달라질 수 있지만 내부 에너지 변화는 상태에 따라서만 결정된다.

5. C_P 와 C_V : ①

$C_P = \frac{5R}{2}$ 이고, $C_V = \frac{3R}{2}$ 이므로 빼면 R 이다.

6. 결합 해리 에너지와 반응열 : ②

반응식이 $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_3(\text{g})$ 이므로 $\Delta H^\circ = 410 \times 4 + 611 + 436 - (410 \times 6 + 350) = -123$ 이다.

7. 엔탈피 변화(ΔH)와 내부 에너지 변화(ΔU) : ②

초점은 계에 있으므로 일정 압력에서 계의 엔탈피 변화 $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$ 로 내부 에너지 변화와 팽창일로 나타낸다. 따라서, $\Delta H = -60 + 30 = -30$ (kJ)이다.

8. 반응의 자발성과 ΔG 부호 : ③

자발적 반응은 $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$ 이다. (a)는 항상 자발적이고, (b)는 항상 비자발적 반응이다. (c)는 비자발적이지만, (d)는 $\Delta G = -2$ kJ로 자발적이다.

9. 팽창일(atm L) : ④

팽창일은 $w = -P_{ex} \times \Delta V$ 로 계산하며 P_{ex} 는 계의 외부에서 작용하는 압력을 뜻한다. 따라서, 계의 팽창일은 $-1\text{atm} \times (80\text{ L} - 100\text{ L}) = 20\text{ atm L}$ 이다.

10. 등온 가역 변화 : ③

내부 에너지 변화는 상태 함수이고, 단열 압축으로 인해 온도가 올라가면서 계의 부피가 감소한다. 그림에서 $B \rightarrow C$ 경로는 부피가 팽창하므로 단열 팽창에 해당하여 온도가 낮아지며, $A \rightarrow B \rightarrow C$ 경로에서 $A \rightarrow B$ 는 등온이지만, $B \rightarrow C$ 경로는 단열 팽창이다.

11. 헤스 법칙 : ②

헤스 법칙에 따라 $\Delta H = \Delta H_1 - \Delta H_2 + \Delta H_3$ 로 구할 수 있다.

12. 비열과 열 : ③

물과 스테인리스강 용기 모두 가열해야 하므로 $(4.2 \times 450 + 0.50 \times 500) \times 75 = 160500\text{ (J)}$ 이다. 유효숫자 2개로 하고, 단위를 kJ로 환산하면 $1.6 \times 10^2\text{ (kJ)}$ 이다.

13. 깁스 자유 에너지 변화(ΔG) : ③

일정 온도에서 $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ 이고, ΔH 와 ΔS 는 일정 온도 범위에서 변화를 무시할 수 있어서 일정하다. 그래프에서 $\Delta H > 0$ 일 때, 기울기는 ΔS 의 부호에 의해 결정된다.

14. 생성열과 반응의 엔탈피 변화 : ①

생성열을 이용해 반응 엔탈피(ΔH)를 나타낼 때, 생성물 생성열 합에서 반응물 생성열 합을 빼면 된다. 문제에서 $\Delta H = 3\Delta H_1 + 4\Delta H_2 - \Delta H_3$ 이다.

15. 반응과 팽창일 : ④

반응에 의해 계가 팽창하는 것은 반응 전보다 반응 후 기체 분자 수가 증가하는 반응이다.

16. 결합 에너지와 반응열 : ②

결합을 끊을 때 들어가는 에너지가 결합 에너지이다. 반응물 결합 에너지를 끊는 것은 엔탈피가 증가하는 반응이고, 생성물이 생기는 과정은 엔탈피가 감소하는 반응이다. 반응열은 반응물 결합 에너지에서 생성물 결합 에너지를 빼면 된다.

17. 열역학 제3법칙 : ①

열역학 제3법칙에서 절대 영도에서 완전 결정을 이룰 때 엔트로피는 0이다. 기체 A가 모두 한 쪽 구만 선택할 확률은 $1/2$ 을 아보가드로 수만큼 곱한 값이다.

18. 상태 함수와 경로 함수 : ④

온도 변화는 중간 과정과 관계없는 상태 함수이지만, 팽창일(PV일)은 중간 경로에 따라 달라질 수 있다.

19. 표준 생성 엔탈피(ΔH_f°)와 반응 엔탈피(ΔH) : ②

반응 엔탈피(ΔH)는 생성물의 표준 생성 엔탈피 합에서 반응물의 표준 생성 엔탈피 합을 뺀다.

20. q_V 와 q_P : ②

n 몰의 이상 기체에 대하여 $q_V = nC_V\Delta T = n\frac{3R}{2}\Delta T$, $q_P = nC_P\Delta T = n\frac{5R}{2}\Delta T$ 이므로 $\frac{q_V}{q_P} = \frac{3}{5}$ 이다.

21. 등온 가역 팽창 곡선 : ①

$PV = nRT$ 에서 기체가 1 몰이고 $P_1V_1 = P_2V_2$, $T = \frac{P_1V_1}{R}$ 이다. $\widehat{AB}$ 와 $\widehat{CD}$ 는 각각 등온 곡선이고 원점에서 멀수록 온도가 높으며, $A \rightarrow C$ 나 $B \rightarrow D$ 는 $\Delta V = 0$ 이므로 팽창일은 0이다.

22. 헤스 법칙 : ③

반응 : $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ ΔH_1 , $2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g)$ ΔH_2
반응식 : $2C(s) + O_2(g) \rightarrow 2CO(g)$, $\Delta H = ?$ 에서 반응식을 만족하는 반응 엔탈피(ΔH)는 헤스 법칙을 적용해 $2\Delta H_1 - \Delta H_2$ 로 구할 수 있다.

23. 엔트로피 변화와 깁스 자유 에너지 변화 : ⑤

$\Delta S_{\text{전체}} = -\frac{\Delta G}{T}$ 관계이고, 반응이 자발적인 것은 $\Delta S_{\text{전체}} > 0$ ($\Delta S_{\text{계}}$ 가 아니다)이므로 $\Delta G < 0$ 이어야 한다. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ 에서 ΔH 와 ΔS 는 일정 온도 범위에서 온도 영향을 거의 받지 않는다. 주위의 엔트로피($\Delta S_{\text{주위}}$)는 $\Delta S_{\text{주위}} = -\frac{\Delta H}{T}$ 이므로 $\Delta H > 0$ 이면 $\Delta S_{\text{주위}} < 0$ 이다.

24. 깁스 자유 에너지 변화(ΔG) : ④

$\Delta G < 0$ 이면 정반응이 자발적이고, 평형에 이르면 $\Delta G = 0$ 이 되며, ΔG 는 비팽창 최대일의 의미를 가진다. 자발적 반응은 정반응을 기준으로 하며 $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ 이다. 반응의 ΔG° 는 (생성물 ΔG_f°) - (반응물 ΔG_f°)이고, ΔG_f° 는 표준 생성 자유 에너지를 나타낸다.

25. 비열(c (J/g $^\circ\text{C}$))과 열(q) : ①

$q = cm\Delta t = 2 \times 300 \times 5 = 3000$ J이다. 얼음의 비열이 2 J/g $^\circ\text{C}$, 질량이 300 g, 온도 변화(Δt)가 5 $^\circ\text{C}$ 이므로 모두 곱하면 3000 J이다.

26. 계와 주위 : ⑤

고립계는 주위와 물질, 열을 모두 교환하지 않으며, 닫힌계는 물질이 출입하지 못하지만 열은 출입할 수 있다. 열은 항상 고온에서 저온 방향으로만 이동하며, 열린계는 주위와 계 사이에 물질과 열이 모두 출입 가능하다.

27. 표준 생성 엔탈피와 반응열 : ①

반응열은 생성물의 표준 생성 엔탈피의 합에서 반응물의 표준 생성 엔탈피를 빼서 계산한다.

$\text{CH}_2 = \text{CH}_2(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ 반응에서 반응열은
 $-393.5 \times 2 - 241.8 \times 2 - 52.30$ 이다.

28. 표준 반응 엔트로피 : ②

$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ 반응에서 표준 반응 엔트로피는 생성물의 엔트로피 합에서 반응물의 엔트로피 합을 빼면 된다. $2 \times 189 - 131 \times 2 - 205 = -89 \text{ J}$ 이다.

29. 표준 자유 에너지 변화(ΔG°) : ④

반응의 $\Delta G^\circ < 0$ 이면 정반응이 자발적이고, $\Delta G^\circ = 0$ 이면 평형에 이른다. $\Delta G^\circ > 0$ 이면 역반응이 우세함을 뜻하고, 특별히 언급이 없으면 ΔG° 는 온도가 25°C 임을 말한다. ΔH° , ΔS° 는 온도에 따라서 영향을 받지 않는 것으로 간주하고, 자발적으로 진행되는 온도는 $T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ}$ 로 계산한다. ΔG° 는 생성물의 표준 생성 자유 에너지 변화(ΔG_f°) 합에서 반응물의 표준 생성 자유 에너지 변화 합을 빼서 계산한다.

30. 자유 에너지 변화의 의미 : ①

자발적 반응은 $\Delta S_{\text{전체}} = -\frac{\Delta G}{T} > 0$ 에서 $\Delta G < 0$ 이며, 절대 온도는 $T > 0$ 이고, 절대 온도는 음일 수 없다. $\Delta S_{\text{전체}} = \Delta S_{\text{계}} + \Delta S_{\text{주위}}$ 이므로 자발적 반응이 $\Delta S_{\text{계}} > 0$ 일 필요는 없다. $\Delta G > 0$ 이어도 정반응보다 역반응 속도가 빠를 뿐이고 정반응 속도가 0은 아니며, 계의 기체 분자 수가 증가하면 엔트로피가 증가한다.