

9. 반응 속도론

[연습문제 해설과 답]

1. 반응 차수 : ③

$\frac{1}{[A]}$ 과 시간(t)을 도시해 직선이 얻어졌다면 반응 차수는 2차이다. $v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = k[A]^2$ 을 변수 분리하고 적분해 정리하면 $\frac{1}{[A]} = akt + \frac{1}{[A]_0}$ 이므로 $\frac{1}{[A]}$ 과 시간(t)을 도시하면 직선이다.

2. 평균 반응 속도 표현 : ②

반응물이 감소하는 속도와 생성물이 증가하는 속도는 반응 계수비와 같으므로 등호로 나타내려면

$$v = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[N_2O_5]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \frac{\Delta[NO_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t}$$

3. 실험 결과와 속도 법칙 : ③ [조선대]

실험 1과 2를 비교하면 $[NO]$ 가 일정할 때 $[O_2]$ 가 3배이고 반응 속도도 3배이므로 $v \propto [O_2]$ 이고, 실험 2, 3을 비교하면 $[O_2]$ 가 일정할 때 $[NO]$ 가 2배일 때 반응 속도가 4배이므로 $v \propto [NO]^2$ 이다. 종합하면 $v = k[O_2][NO]^2$ 이다.

4. 반응 메커니즘 타당성 : ② [전남대]

반응 메커니즘은 그 반응 속도를 설명할 수 있는지를 이용해 결정한다. 전체 반응 속도는 느린 단계 반응 속도와 같고 반응 속도는 반응물 농도로 표현해야 하므로 (가)는 $v = k[H_2][NO]$ 이므로 타당하지 않다. (나)는 $v = k[H_2][NO]^2$ 이므로 타당하고, (다)는 $v = k_2[N_2O_2][H_2]$ 이고 N_2O_2 가 반응물이 아니므로 1단계에서 $K = \frac{[N_2O_2]}{[NO]^2}$ 를 이용하면 $v = k_2K[NO]^2[H_2]$ 에서 k_2K 를 속도 상수 k 로 바꾸면 된다.

5. 속도 법칙과 반응 차수 : ④ [덕성여대]

속도 법칙은 실험적으로 결정되므로 반응 계수와 상관 없는데, 반응 메커니즘이 어떻게 결정될지 알 수 없기 때문이다. 반응 차수 n 은 0, 1, 2...와 같이 정수도 가능하고 $\frac{1}{2}$ 과 같이 분수도 가능하지만, 시험에는 0, 1, 2 정도만 출제된다.

6. 1차 반응의 반감기($t_{1/2}$) : ①

1차 반응은 반감기가 상수로 농도와 무관하게 일정하므로 체내 약물 농도 유지를 위한 투약 시간이나 유물 연대 측정 등 다양한 용도가 있다.

7. 아레니우스 식과 온도 관계 : ③

일반적으로 활성화 에너지(E_a)는 양수이고, $\ln k = -\frac{E_a}{R}\left(\frac{1}{T}\right) + \ln A$ 에서 아레니우스 인자(A)는 y 절편으로부터 구할 수 있다. 반응의 활성화 에너지는 기울기에 $-R$ 를 곱해 구할 수 있고, 속도 상수는 y 축의 값에서 알 수 있다. 가로축이 $\frac{1}{T}$ 이므로 왼쪽으로 갈수록 고온이다.

8. 속도 상수 단위 : ③

속도 상수의 단위가 $M^{-1}s^{-1}$ 이면 $v = k[A]^2$ 으로 2차 반응임을 보인다. 속도 상수는 농도에 따라 영향을 받지 않으며 2차 반응의 반감기($t_{1/2}$)는 $t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$ 로 초기 농도($[A]_0$) 영향을 받는다.

9. 반응 메커니즘 : ④

전체 반응 속도는 가장 느린 단계와 같으므로 $v = v_1$ 이고, 1단계는 1분자 반응, 2단계는 2분자 반응이다. 전체 반응식은 각 단계를 더한 것과 같으므로 $2NO_2Cl(g) \rightarrow 2NO_2(g) + Cl_2(g)$ 이고, 염소 원자는 1단계에서 생성되고 2단계에서 소멸하므로 중간체이다. 촉매라면 재생성되어야 한다.

10. 반응 메커니즘과 활성화 에너지 : ④

$v = v_2$ 이고 $v_2 = k_2[N_2O_2][O_2]$ 인데, $[N_2O_2] = K[NO]^2$ 이므로 $v = k[NO]^2[O_2]$ 로 나타낼 수 있다. 전체 반응 속도가 2단계 속도와 같으므로 활성화 에너지 또한 $E_a = E_2$ 이다.

11. 반응 속도식과 실험 데이터 : ①

반응물이 I^- 와 $S_2O_8^{2-}$ 이므로 각각 일정 농도일 때 다른 농도 변화와 반응 속도를 비교한다. 비교 결과 $v \propto [I^-][S_2O_8^{2-}]$ 이다.

12. 반응 과정의 에너지 변화 : ④

반응에서 넘어가야 할 에너지 언덕이 두 단계로 이루어져 있고 1단계가 가장 높은 에너지를 넘어가므로 활성화 에너지는 M_1 을 넘어가는 데 필요한 에너지이다. 반응물의 에너지가 낮은 것은 반응이 진행되면서 계가 에너지를 방출하는 것이므로 발열 반응이다.

13. 1차 반응 : ②

$v = k[A]$ 인 1차 반응은 적분 결과 $\ln[A] = \ln[A]_0 - kt$ 로 나타낼 수 있고, 속도 상수 k 의 관계는 기울기인 $-k = -2.97 \times 10^{-2} \text{ min}^{-1}$ 이다.

14. 1차 반응의 소요 시간 : ①

$[A]_0 = 2.00 \times 10^{-2} \text{M}$ 이므로 $[A] = 1.00 \times 10^{-2} \text{M}$ 까지 걸리는 시간은 반감기($t_{1/2}$)와 같다. 이 반응의 반감기는 23.3 분이다.

15. 1차 반응의 속도 상수 : ③

$-k = -2.97 \times 10^{-2} \text{min}^{-1}$ 이므로 속도 상수는 $k = 2.97 \times 10^{-2} \text{min}^{-1}$ 이다.

16. 효소의 작용 : ①

효소가 단백질로 이루어져 있으므로 효소의 활성도는 온도와 pH 영향을 받는다. 효소에 대해 적용하는 Michaelis-Menten 메커니즘은 중간체 생성과 소멸 속도를 고려하는 정류 상태를 이용한다. 기질 농도가 낮을 때는 반응 속도가 거의 1차 반응을 따르고, 효소 분자가 포화 상태에 이르면 반응 속도는 기질 농도 변화에 대응하지 않는 거의 0차 반응이다.

17. 반응식과 반응 속도 나타내기 : ②

$2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ 에서 반응물이 NO, O_2 이고 생성물이 NO_2 이므로 반응 속도를 v 라 하면 $v = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t}$ 를 만족한다.

18. 평균 반응 속도 계산 : ①

반응물의 평균 반응 속도는 $-\frac{(0.80 - 1.00) \text{M}}{10\text{s}}$ 이므로 유효숫자를 2개로 나타내면 $2.0 \times 10^{-2} \text{mol/L} \cdot \text{s}$ 이다.

19. 순간 반응 속도 : ②

순간 반응 속도는 어느 시간에 반응 곡선의 접선 기울기의 절댓값과 같다. $t = 10\text{min}$ 에서 순간 반응 속도는 ②와 같은 접선이 가장 타당하다.

20. 반응 속도 법칙 : ③

실험 1, 2에서 $v \propto [A]$ 이고, 실험 1, 3에서 $v \propto [B]$ 이므로 $v = k[A][B]$ 이다. 반응 차수는 $[A]$ 에 대해 1차, $[B]$ 에 대해 1차이므로 전체로는 2차 반응이다.

21. 1차 반응의 성질 : ④

1차 반응은 속도 상수 단위가 $(\text{시간})^{-1}$ 이고, 반감기($t_{1/2}$)가 농도에 관계없이 일정하다. $\ln[A]$ 와 시간(t)을 도시하면 직선이고, 직선 기울기의 절댓값이 속도 상수와 같다.

22. 2차 반응의 반감기 : ⑤

2차 반응은 반감기가 초기 농도의 영향을 받아 초기 농도가 높으면 반감기가 짧고, 초기 농도가 낮으면 반감기가 길다. 2차 반응의 반감기는 $t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$ 이다.

23. 촉매와 활성화 에너지(E_a) : ①

정촉매는 정반응과 역반응의 활성화 에너지를 모두 낮추고, 부촉매는 정반응과 역반응의 활성화 에너지를 모두 높인다. 반응 엔탈피(ΔH)는 $A-B$ 로 계산해야 하고, 활성화 에너지에 미치지 못하는 반응물은 생성물을 만들 수 없다.

24. 반응 속도의 일반적 성질 : ②

$\ln k = -\frac{E_a}{R}\left(\frac{1}{T}\right) + \ln A$ 이며, 온도가 높아지면 속도 상수도 증가해 반응 속도가 빨라진다. $\ln k$ 와 $\frac{1}{T}$ 를 도시할 때 $E_a = (\text{기울기}) \times (-R)$ 이고, 아레니우스 인자(A)는 온도와 무관하다. 정촉매를 넣으면 반응 속도가 증가하지만 반응 차수가 영향을 받지 않는다.

25. 활성화 에너지 : ④

정촉매는 활성화 에너지를 감소시키고, 정반응 활성화 에너지는 정반응이 진행되는 과정의 활성화 에너지라는 의미를 가지며 정반응 활성화 에너지가 크면 흡열 반응($\Delta H > 0$), 역반응 활성화 에너지가 크면 발열 반응($\Delta H < 0$)이다. $\ln k = -\frac{E_a}{R}\left(\frac{1}{T}\right) + \ln A$ 식에서 E_a 가 달라지면 속도 상수도 달라진다.

26. 아레니우스 식 : ⑤

$\ln k = -\frac{E_a}{R}\left(\frac{1}{T}\right) + \ln A$ 이므로 온도가 높으면 속도 상수도 증가한다. E_a 는 $\ln k$ 와 $\frac{1}{T}$ 를 도시할 때 기울기에 $-R$ 을 곱한 값과 같고, 일반적으로 활성화 에너지는 양의 값이며 반응이 발열인지 흡열인지 관계없이 $\ln k$ 와 $\frac{1}{T}$ 를 도시할 때 기울기는 음이다. 아레니우스 인자 A 는 온도와 무관하며 촉매에도 영향을 받지 않는다.

27. 아레니우스 식과 활성화 에너지 : ①

활성화 에너지는 기울기에 $-R$ 을 곱한 값이므로 $E_a = -3.0 \times 10^4 K \times (-8.3 \text{ J/mol} \cdot K)$ 이다.

28. 반응 메커니즘 : ②

전체 반응 속도(v)는 1단계 반응 속도(v_1)와 같고, $v = v_1 = k_1[\text{NO}_2]^2$ 이다. 전체 반응식은 각 단계별 반응을 더한 것과 같으므로 $2\text{NO}_2 + \text{CO} \rightarrow 2\text{NO} + \text{CO}_2$ 이고, 발열 또는 흡열 반응인지의 여부는 알 수 없다. NO_3 는 중간체로서 1단계에서 생성되고 2단계에서 소멸한다. 1단계가 느린 것은 활성화 에너지가 2단계에 비해 크기 때문이므로 전체 반응의 활성화 에너지는 1단계 진행에 필요한 에너지이다.

29. 속도 결정 단계 : ②

전체 반응 속도(v)는 가장 느린 단계의 반응 속도와 같은데, 에너지 상으로는 가장 에너지가 높은 단계이다.

30. 분자도 : ③

단일 단계 반응이 분자도를 보인다. 분자도가 ①은 1, ②는 2, ③은 2, ④는 3이고, ⑤ 역시 분자도가 3이다.

도움

10. 화학 평형

[연습 문제 해설과 답]

1. 평형 이동(1) : ④

$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, $\Delta H^\circ = 92.5 \text{ kJ/mol}$ 반응에서 온도를 올리면 정반응쪽(오른쪽), 염소 기체를 첨가하면 역반응쪽(왼쪽), 압력을 증가시키면 왼쪽으로, 촉매 첨가는 반응에 영향이 없다.

2. 평형 상수 식 : ①

$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Fe}(\text{l}) + 3\text{CO}_2(\text{g})$ 반응에서 평형 상수 식은 $K_c = \frac{[\text{CO}_2]^3}{[\text{CO}]^3}$ 이다. 순수한 고체나 순수한 액체는 농도가 일정하므로 평형 상수 자체에 포함된 것으로 생각하고 평형 상수 식에는 포함하지 않는다.

3. 평형 상태와 정류 상태 : ③

평형 상태는 정반응과 역반응 속도가 같으나 정지된 것이 아닌 반응이고, 정류 상태는 중간체의 생성과 소멸 속도가 같은 반응을 나타낸다.

4. 평형 농도 계산 : ④

$\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$ 반응에서 반응 농도가 x 라면 $K_c = 1.60 \times 10^{-3} = \frac{(2x)^2}{(1.4-x)(1.4-x)}$
이므로 $\frac{2x}{1.4-x} = \frac{4}{100}$ 이고, $[\text{NO}] = 2x$ 이므로 $2x = 0.0550$ 이다.

5. 평형 상수와 온도 : ④

평형 상수는 온도가 변할 때만 변하는데, 가열할 때 정반응이 흡열 반응이면 평형 상수가 증가하고, 정반응이 발열 반응이면 평형 상수가 감소한다. 냉각은 반대로 생각하면 된다.

6. 평형 이동(2) : ④

$\text{CoCl}_4^{2-}(\text{aq}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}(\text{aq}) + 4\text{Cl}^-(\text{aq})$ 의 정반응이 발열일 때, HCl 을 가하면 역반응쪽으로, 가열하면 역반응쪽, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ 를 가하면 $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ 첨가와 같으므로 역반응쪽으로 평형이 이동하는데, 물을 넣어 묽히면 정반응쪽으로 평형이 이동한다.

7. 반응 지수 : ①

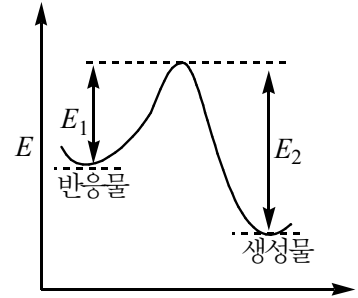
반응 지수는 반응 진행 방향을 예측할 수 있는데, $Q > K$ 이면 평형에 이르기 위해 Q 가 감소해야 하며 역반응 속도가 정반응 속도보다 빠르다. $Q < K$ 이면 정반응 속도가 역반응 속도보다 빠르고, $Q = K$ 이면, 우연히 평형 상태이며, 일반적으로 $K < \frac{1}{1000}$ 인 반응은 반응물이 생성물보다 우세함을 나타낸다.

8. 평형 이동(3) : ③

반응 용기 부피를 증가시키면 압력이 낮아지고 기체 분자 수가 증가하는 방향으로 평형이 이동한다. (a)는 왼쪽, (b)는 오른쪽, (c)는 압력 변화에 영향을 받지 않고 (d)는 오른쪽으로 평형이 이동한다.

9. 속도 상수와 평형 상수 : ④

평형 상수(K)는 정반응 속도 상수(k_f)와 역반응 속도 상수(k_r)를 이용해($K_c = \frac{k_f}{k_r}$) 나타낼 수 있다. 가열하면 정반응 속도와 역반응 속도가 모두 빨라지는데, 가열에 의해 흡열 반응쪽으로 평형이 이동한다. 1400 K에서 평형 상수는 $K_{1400} = \frac{0.29}{1.1 \times 10^{-6}}$ 이고, 1500 K에서 평형 상수는 $K_{1500} = \frac{1.3}{1.4 \times 10^{-5}}$ 이므로 평형 상수가



감소하여 가열에 의해 역반응쪽으로 평형이 이동한 것이다. 정반응은 발열 반응이고, 정반응 속도 증가율보다 역반응 속도 증가율이 더 크다.

10. 평형 상수와 수득률 변화 : ②

압력이 증가할수록 수득률이 증가하므로 $a + b > c + d$ 이고, 온도가 높을수록 대체로 수득률이 증가하므로 정반응이 흡열($Q < 0$) 반응이다. 고온, 고압 조건에서 수득률이 감소(700 K)하는 것은 생성물이 불안정해 분해한다는 것을 의미한다.

11. 반응 지수와 평형 상수 비교 : ②

$Q = \frac{(1.2 \times 10^{-3})^2}{(4.8 \times 10^{-3})(2.4 \times 10^{-3})} < 160$ 이므로 정반응이 더 빠르게 진행된다. 정반응이 발열 반응인지 흡열 반응인지는 알 수 없고, 정반응이 역반응보다 더 빠르므로 평형에 이를 때까지 생성물의 양은 증가한다.

12. 평형 상수와 열역학적 관계 : ④

$\ln K = -\frac{\Delta G^\circ}{RT} = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T} \right) + \frac{\Delta S^\circ}{R}$ 이므로 온도가 높을수록 $\ln K$ 가 증가하는 것은 흡열 반응일 때이고, 자발적 반응은 $\Delta G < 0$ 이거나 $\Delta S_{\text{전체}} > 0$ 인 경우이다. $K = 1$ 이면 $\ln K = 0$ 이고, 발열($\Delta H^\circ < 0$) 반응이면 $\ln K$ 와 $\frac{1}{T}$ 를 도시할 때 직선 기울기가 양이므로 y 절편이 음이고 $\Delta S^\circ < 0$ 이다. 흡열 반응일 때 $\ln K$ 와 $\frac{1}{T}$ 를 도시할 때 직선 기울기가 음이다.

13. $\ln K_P$ 와 $\frac{1}{T}$ 관계 : ④

$\ln K_P = -\frac{\Delta G^\circ}{RT} = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T} \right) + \frac{\Delta S^\circ}{R}$ 에서 $\ln K_P$ 와 $\frac{1}{T}$ 를 도시했을 때 직선 기울기는 $-\frac{\Delta H^\circ}{R}$ 이

고, y 절편은 $\frac{\Delta S^\circ}{R}$ 이다. 흡열 반응은 온도가 높을수록 평형이 정반응쪽으로 이동하고, 발열 반응은 직선 기울기가 양, 흡열 반응은 직선 기울기가 음이다. 기울기로부터 알 수 있는 정보는 엔탈피 변화이다.

14. 평형 이동(4) : ③

반응식에서 오른쪽으로 평형 이동이 일어나는 것은 정반응(생성물 생성)쪽으로 평형이 이동하는 것을 뜻한다. γ 에서 pH가 증가하는 것은 H_3O^+ (산)을 제거하는 것이며 오른쪽으로, 용기 부피 감소는 압력을 가하는 것이므로 기체 분자 수가 감소하는 오른쪽으로 평형이 이동하고, P_{CO} 증가는 평형을 왼쪽으로 이동시킨다.

15. 평형에 이르는 반응 : ②

A는 0.4M에서 0.1M로, B는 0.3M에서 0.2M로 감소하므로 A, B는 반응물이고, C는 0M에서 0.2M으로 증가하므로 반응식은 $3\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{C}(\text{g})$ 이다. 평형 상수가 $K = \frac{[\text{C}]^2}{[\text{A}]^3[\text{B}]}$ 이고 평형 농도가 $[\text{A}] = 0.1 \text{ M}$, $[\text{B}] = 0.2 \text{ M}$, $[\text{C}] = 0.2 \text{ M}$ 로 $K = 2 \times 10^2$ 이다. 기체 분자 수가 감소하는 반응이므로 전체 압력은 감소하며, 20분 이후에는 평형에 도달하므로 정반응 속도와 역반응 속도가 같다. $Q = \frac{0.1^2}{0.1^3 \times 0.1} = 100 < K = 200$ 이므로 정반응이 역반응보다 우세하게 일어난다.

16. 평형 상수와 ΔG : ①

반응에 대하여 깁스 자유 에너지 변화는 $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$ 에서 평형에 이르면 $\Delta G = 0$ 이고 $Q = K$ 이므로 평형 상수를 구할 수 있다. 점 A에서 $\Delta G < 0$ 이고 점 B는 평형에 이르는 점이므로 $\Delta G = 0$ 이고, 점 C는 역반응이 우세하므로 반응물 생성이 유리하다.

17. 비가역 반응 : ④

가역 반응은 정반응과 역반응이 일어나고 비가역 반응은 정반응만 일방적으로 일어난다. 대부분 가역 반응이지만, 정반응이 압도적인 경우 비가역 반응으로 간주한다. 강산과 강염기가 중화하는 경우, 열린계에서 기체가 발생하는 경우, 앙금이 생기는 경우 등을 비가역 반응으로 간주한다.

18. 정류 상태 : ⑤

평형은 정반응 속도와 역반응 속도가 같으며 0이 아닌 것을 의미하고, 정류 상태는 중간체의 생성 속도와 소멸 속도가 같은 경우이다. 반응 계수 비가 평형 상태에서 존재하는 비율은 아니다.

19. 평형 상수 표현 : ③

$2\text{NOCl} \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{Cl}_2$ 반응의 평형 상수는 $K = \frac{[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}]^2}$ 이다.

20. K_C 와 K_P : ②

$\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CS}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2(\text{g})$ 반응에서 농도 평형 상수(K_C)는 $\frac{[\text{CS}_2][\text{H}_2]^4}{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{S}]^2}$ 이고, 압력 평형 상수(K_P)는 $\frac{P_{\text{CS}_2}P_{\text{H}_2}^4}{P_{\text{CH}_4}P_{\text{H}_2\text{S}}^2}$ 이다. $PV = nRT$ 이므로 $K_P = K_C(RT)^2$ 이며, 촉매는 수득률에 영향을 주지 않는다.

21. 평형 상수 표현 : ①

순수한 고체나 액체는 농도가 상수이므로 평형 상수에 포함시키고, 용매가 평형에 관여하는 경우 용매 농도는 상수로 간주한다. $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ 반응에서 CaCO_3 와 CaO 는 순수 고체로 농도가 상수이므로 $K = [\text{CO}_2]$, $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$ 반응에서 $K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}$ 이다. $\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s})$ 반응에서 Hg_2Cl_2 는 순수 고체이므로 $K = \frac{1}{[\text{Hg}_2^{2+}][\text{Cl}^-]^2}$ 이고, $\text{SiCl}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Si}(\text{s}) + 4\text{HCl}(\text{g})$ 반응의 평형 상수는 $K = \frac{[\text{HCl}]^4}{[\text{SiCl}_4][\text{H}_2]^2}$ 이다. 아세트산에 녹인 경우 $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ 반응에서 H_2O 가 용매이므로 $K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ 이다.

22. 반응 지수(Q)와 반응 방향 : ⑤

모든 반응은 평형을 향한다. $Q > K$ 이면 Q 가 감소해야 하므로 역반응이 정반응보다 우세하고, $Q = K$ 이면 평형 상태이므로 정반응과 역반응 속도가 같은 상태이고, $Q < K$ 이면 Q 가 증가해야 하므로 생성물이 생기는 정반응이 역반응보다 우세하다.

23. 평형에 대한 촉매 영향 : ③

촉매는 시간을 단축시키거나 증가시킬 수는 있지만, 평형 자체에 영향을 주지는 못한다.

24. 수득률 : ④

수득률이 증가하는 반응은 생성물 생성, 즉 정반응쪽으로 평형을 이동시킬 수 있는 조건을 생각한다. 압력을 높일 때 수득률이 증가하려면 정반응이 기체 분자 수가 감소하는 반응(ㄷ)이고, 가열에 의해 수득률이 증가하는 것은 정반응이 흡열 반응(ㄱ, ㄴ)이면 된다.

25. 촉매와 수득률 : ③

정촉매를 넣으면 촉매가 없을 때에 비해 시간이 단축되지만, 수득률은 같아야 한다.

26. 자유 에너지 변화(ΔG)와 평형 : ②

반응에서 $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$ 이고 평형에 이르면 $\Delta G = 0$ 이고 $Q = K$ 이다. $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$ 이므로 $\ln K = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T} \right) + \frac{\Delta S^\circ}{R}$ 이다. ΔG° 는 (생성물의 ΔG_f°)-(반응물의 ΔG_f°)로 계산한다.

27. 반응이 자발적으로 진행되는 온도 예측 : ①

자발적 반응은 $\Delta G^\circ < 0$ 이므로 $\Delta G^\circ > 0$ 에서 $\Delta G^\circ < 0$ 으로 진행하려면 반드시 $\Delta G^\circ = 0$ 을 지나야 하는데, $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 0$ 이므로 $T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ}$ 로 예측할 수 있다.

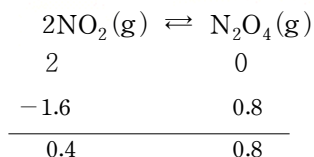
28. 평형 이동(5) : ④

ㄱ 반응에 압력을 가하면 역반응쪽으로 평형이 이동하고, ㄴ 반응을 가열하면 역반응쪽으로 평형이 이동한다. ㄷ 반응은 압력에 무관하고, ㄹ 반응에서 용기 부피를 늘리면 압력을 떨어뜨리는 것이므로 기체 분자 생성이 증가하는 정반응쪽으로 평형이 이동한다.

29. 평형 상수 : ④

평형 상수(K)와 반응의 자유 에너지 변화(ΔG) 관계는 $\Delta G = \Delta G^\circ + RT\ln Q$ 에서 $\Delta G = 0$ 이고, 반응 지수 Q 는 평형 상수 K 로 대체된다. $\Delta G^\circ + RT\ln K = 0$ 이므로 $\ln K = -\frac{\Delta G^\circ}{RT}$ 이다. $\ln K$ 와 $\frac{1}{T}$ 가 비례 관계로 선형이고, 발열 반응($\Delta H^\circ < 0$)의 경우는 $\ln K$ 와 $\frac{1}{T}$ 을 도시했을 때, 직선의 기울기는 양이므로 고온일수록 $\ln K$ 는 감소하며, 직선의 기울기에 $-R$ 을 곱하면 엔탈피 변화(ΔH°)를 얻을 수 있다. 일정 온도 범위에서 ΔH° 와 ΔS° 는 온도 영향이 없고, $K = 1$ 이면 $\ln K = 0$ 이므로 $\Delta S^\circ < 0$ 이다.

30. 평형 상수 계산 : ⑤



$$K = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} \text{이므로, } K = \frac{0.8}{0.4^2} = 5 \text{이다.}$$