

9. 반응 속도론

1. 반응 차수 : ③

반응 차수는 $\frac{1}{[A]}$ 과 시간(t)을 도식해 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 도식하면 직선이다.

2. 평균 반응 속도 표현 : ②

반응물이 감소(-)하는 속도와 생성물이 증가(+)하는 속도는 반응 계수비와 같으므로 반응 속도를 등호로 나타내려면 $v = -\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t}$ 이다. 보통 (+)는 생략한다.

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 상수이며 농도와 무관하게 일정하다. 체내 약물 농도 유지를 위한 투약 시간이나 유물 연대 측정, 암의 위치 측정을 위한 PET Scan 등 다양한 용도가 있다. 방사성 붕괴는 1차 반응으로 반감기가 일정하다.

7. 아레니우스 식과 $\ln k$: ③

$\exp$ 는 밑이 e 인 지수 함수를 나타낸 것이고 $\ln k = -\frac{E_a}{R}\left(\frac{1}{T}\right) + \ln A$ 로 나타내며, $\ln k$ 를 y 축으로, $\frac{1}{T}$ 을 x 축으로 잡으면 기울기가 $-\frac{E_a}{R}$, y 절편이 $\ln A$ 인 직선을 얻을 수 있다.

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 $v_2 = k_2[N_2O_2][O_2]$ 이며, $[N_2O_2] = K[NO]^2$ 이고, $v = k[NO]^2[O_2]$ 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

효소는 pH와 온도 영향을 받는 단백질로 이루어져 있다. 효소가 작용할 때 평형을 거치는 게 아니라 정류 상태를 거친다. 평형 상태는 정반응 속도와 역반응 속도가 같은 데 반해 정류 상태는 중간체의 생성 속도와 소비 속도가 거의 같아 중간체의 농도가 거의 변하지 않는 상태이다.

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. 평균 반응 속도 : ②

순간 반응 속도는 어느 시간에 반응 곡선의 접선 기울기의 절댓값과 같으며, 평균 반응 속도는 농도 변화를 걸린 시간으로 나눈 값이다.

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 반응로서 $v = k[A][B]$ 이다.

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 도식할 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 에너지와 반응 속도 : ④

활성화 에너지가 작으면 반응이 쉽게 일어나므로 반응 속도가 빠르다.

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 도식할 때 기울기에 $-R$ 을 곱한 값과 같고, 일반적으로 활성화 에너지는 양의 값이며 반응이 발열인지 흡열인지 관계없이 $\ln k$ 와 $\frac{1}{T}$ 를 도식할 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.

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 반응으로부터 분자도를 알 수 있다. 분자도가 ①은 1, ②는 2, ③은 2, ④는 3이고, ⑤ 역시 분자도가 3이다.