

แบบฝึกหัดเคมีทั่วไป 0140311

เรื่อง จลนพลศาสตร์เคมี

1. จงใช้ทฤษฎีจลนพลศาสตร์อธิบายการที่อัตราเร็วของปฏิกิริยาเคมีเพิ่มขึ้นเมื่อเพิ่มอุณหภูมิ เมื่อเพิ่มอุณหภูมิ โมเลกุลของสารตั้งต้นจะเคลื่อนที่ได้เร็วขึ้นทำให้มีความถี่ในการชนเพิ่มขึ้น และมีพลังงานในการชนเพิ่มขึ้น จึงเกิดปฏิกิริยาได้เร็วขึ้น

2. ปัจจัยใดบ้างที่มีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี

ความเข้มข้นของสารตั้งต้น อุณหภูมิ ตัวเร่งปฏิกิริยา ธรรมชาติของสารตั้งต้นและตัวทำละลาย

3. กำหนดปฏิกิริยาเคมี $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{N}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

ถ้าอัตราการเกิด N_2 มีค่าเท่ากับ 0.800 M/s จงคำนวณหา

ก) อัตราการเกิด H_2O

$$r = -\frac{1}{4} \frac{d[\text{NH}_3]}{dt} = -\frac{1}{3} \frac{d[\text{O}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{N}_2]}{dt} = \frac{1}{6} \frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt}$$

$$\frac{1}{2} \frac{d[\text{N}_2]}{dt} = \frac{1}{6} \frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt}$$

$$\frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt} = \frac{6}{2} \frac{d[\text{N}_2]}{dt} = 3 \times 0.800 \text{ M/s} = 2.4 \text{ M/s}$$

ข) อัตราการลดลงของ NH_3

$$-\frac{1}{4} \frac{d[\text{NH}_3]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{N}_2]}{dt}$$

$$\frac{d[\text{NH}_3]}{dt} = -\frac{4}{2} \frac{d[\text{N}_2]}{dt} = -2 \times \frac{0.800 \text{ M}}{\text{s}} = -1.6 \text{ M/s}$$

ค) อัตราการลดลงของ O_2

$$-\frac{1}{3} \frac{d[\text{O}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{N}_2]}{dt}$$

$$\frac{d[\text{O}_2]}{dt} = -\frac{3}{2} \frac{d[\text{N}_2]}{dt} = -\frac{3}{2} \times 0.800 \text{ M/s} = 1.2 \text{ M/s}$$

4. ปฏิกิริยา $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$ จากการทดลองให้ผลคือ

การทดลองที่	ความเข้มข้นของสารตั้งต้น (mol L^{-1})		อัตราการเริ่มต้น ($\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$)
	[A]	[B]	
1	1.0	1.0	2.0×10^{-3}
2	2.0	1.0	4.0×10^{-3}
3	4.0	1.0	8.0×10^{-3}
4	1.0	2.0	2.0×10^{-3}
5	1.0	4.0	2.0×10^{-3}

จงหา ก) อันดับของปฏิกิริยาเทียบกับสาร A

$$r = k[\text{A}]^x[\text{B}]^y$$

หา x จากการทดลองที่ 1 และ 2 (หรือ 1,3 หรือ 2,3)

$$r_1 = 2.0 \times 10^{-3} = k[1.0]^x[1.0]^y$$

$$r_2 = 4.0 \times 10^{-3} = k[2.0]^x[1.0]^y$$

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{2.0 \times 10^{-3}}{4.0 \times 10^{-3}} = \frac{k[1.0]^x[1.0]^y}{k[2.0]^x[1.0]^y} = \frac{[1.0]^x}{[2.0]^x}$$

$$\frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^x$$

$$x = 1$$

ข) อันดับของปฏิกิริยาเทียบกับสาร B

หา y จากการทดลองที่ 1 และ 4 (หรือ 1,5 หรือ 4,5) ทำเหมือนข้อ ก

$$\frac{r_1}{r_4} = \frac{2.0 \times 10^{-3}}{2.0 \times 10^{-3}} = \frac{k[1.0]^x[1.0]^y}{k[1.0]^x[2.0]^y} = \frac{[1.0]^y}{[2.0]^y}$$

$$1 = \left(\frac{1}{2}\right)^y = 0.5^y$$

$$\log 1 = y \log 0.5 \rightarrow \log 1 = 0$$

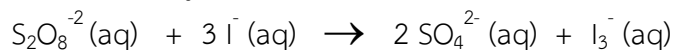
$$y = 0$$

ค) ค่าคงที่อัตราการเกิดปฏิกิริยา โดยใช้ผลการทดลองที่ 1

จาก ก และ ข $r = k[A]$

$$k = \frac{r}{[A]} = \frac{2.0 \times 10^{-3}}{[1.0]} = 2.0 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

5. ปฏิกิริยาข้างล่างมีข้อมูลการทดลองคือ



การทดลองที่	ความเข้มข้นของสารตั้งต้น (mol L^{-1})		อัตราการเริ่มต้น ($\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$)
	$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$	$[\text{I}_3^-]$	
1	0.077	0.077	3.6×10^{-5}
2	0.038	0.077	1.8×10^{-5}
3	0.077	0.038	1.8×10^{-5}
4	0.077	0.019	0.9×10^{-5}

จงหา ก) อันดับของปฏิกิริยาเทียบกับสาร $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ และ I^- และอันดับรวมของปฏิกิริยา

$$r = k[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^x[\text{I}^-]^y$$

หา x จากการทดลองที่ 1 และ 2

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{3.6 \times 10^{-5}}{1.8 \times 10^{-5}} = \frac{k[0.077]^x[0.077]^y}{k[0.038]^x[0.077]^y}$$

$$2 = 2^x$$

$$x = 1$$

หา y จากการทดลองที่ 1 และ 3 (หรือ 1,4 หรือ 3,4)

$$\frac{r_1}{r_3} = \frac{3.6 \times 10^{-5}}{1.8 \times 10^{-5}} = \frac{k[0.077]^x[0.077]^y}{k[0.077]^x[0.038]^y}$$

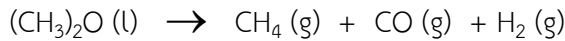
$$y = 1$$

ข) ค่าคงที่อัตราการเกิดปฏิกิริยา โดยใช้ผลการทดลองที่ 1

$$r = k[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] [\text{I}^-]$$

$$k = \frac{r}{[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] [\text{I}^-]} = \frac{3.6 \times 10^{-5} \text{ M/s}}{0.077 \text{ M} \times 0.077 \text{ M}} = 6.07 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

6. การสลายตัวของไดเมทิลอีเธอร์ (dimethylether) ดังสมการ

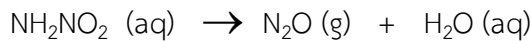


เป็นปฏิกิริยาอันดับหนึ่งเมื่อเทียบกับ $(\text{CH}_3)_2\text{O}$ และมีค่าคงที่อัตราเท่ากับ $1.35 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$

จงคำนวณค่าครึ่งชีวิตของปฏิกิริยา

$$t_{1/2} = \frac{0.693}{k_1} = \frac{0.693}{1.35 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}} = 5.13 \times 10^2 \text{ s}$$

7. ค่าครึ่งชีวิตของการสลายตัวของ nitramide (NH_2NO_2) เป็นปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง ที่ 15°C มีค่า 123 นาที



ถ้าให้ 0.100 g ของ NH_2NO_2 สลายตัวเป็นเวลา 3 ชั่วโมงพอดี อยากทราบว่าจะมี NH_2NO_2 เหลืออยู่ที่ มิลลิกรัม

จำนวนโมล $\text{NH}_2\text{NO}_2 = 0.100 \text{ g} / 62 \text{ g/mol} = 0.0016 \text{ mol}$ (a_0) ปริมาตรคงที่

หา k จากค่าครึ่งชีวิต

$$t_{1/2} = \frac{0.693}{k_1}$$

$$k_1 = \frac{0.693}{t_{1/2}} = \frac{0.693}{123 \text{ min}} = 5.63 \times 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

$$\text{จาก } \log a = \log a_0 - \frac{k_1 t}{2.303}$$

$$\log a = \log(0.0016) - \frac{5.63 \times 10^{-3} \times 3 \times 60}{2.303}$$

$$\log a = -2.8 - 0.44 = -3.24$$

$$a = \text{antilog}(-3.24) = 5.75 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$a = 5.75 \times 10^{-4} \text{ mol} \times 62 \text{ g/mol} = 0.036 \text{ g} = 36 \text{ mg}$$

8. ปฏิกิริยา $2 \text{NOCl} (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO} (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$

ที่ 350 K มีค่า k เท่ากับ $9.3 \times 10^{-6} \text{ s}^{-1}$ และที่ 400 K มีค่า k เท่ากับ $6.9 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$ จงหาว่าที่ 450 K ค่า k เป็นเท่าไร

$$E_a = 2.303R \left(\frac{T_1 T_2}{T_2 - T_1} \right) \log \frac{k_2}{k_1}$$

$$T_1 = 350 \text{ K} \quad k_1 = 9.3 \times 10^{-6} \text{ s}^{-1}$$

$$T_2 = 400 \text{ K} \quad k_2 = 6.9 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

$$E_a = 2.303 \times 8.314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \left(\frac{350 \times 400}{400 - 350} \right) \text{ K} \times \log \frac{6.9 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}}{9.3 \times 10^{-6} \text{ s}^{-1}}$$

$$E_a = 1.00 \times 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

หา k_2

$$T_1 = 350 \text{ K} \quad k_1 = 9.3 \times 10^{-6} \text{ s}^{-1}$$

$$T_2 = 450 \text{ K} \quad k_2 = ?$$

$$E_a = 2.303R \left(\frac{T_1 T_2}{T_2 - T_1} \right) \log \frac{k_2}{k_1}$$

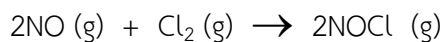
$$\log \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{2.303R \left(\frac{T_1 T_2}{T_2 - T_1} \right)} = \frac{E_a(T_2 - T_1)}{2.303R(T_1 T_2)}$$

$$\log \frac{k_2}{9.3 \times 10^{-6} \text{ s}^{-1}} = \frac{1.00 \times 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} (450 - 350) \text{ K}}{2.303 \times 8.314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} (350 \text{ K} \times 450 \text{ K})} = 3.33$$

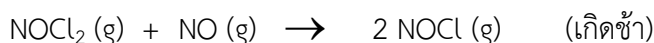
$$\frac{k_2}{9.3 \times 10^{-6}} = \text{antilog } 3.33 = 10^{3.33} = 2.14 \times 10^3$$

$$k_2 = 2.14 \times 10^3 \times 9.3 \times 10^{-6} \text{ s}^{-1} = 1.99 \times 10^{-2} \text{ s}^{-1}$$

9. พิจารณาปฏิกิริยาในวัฏภาคแก๊ส



ปฏิกิริยาข้างบนนี้ได้มีผู้เสนอกลไกเป็นดังนี้



จงแสดงว่า สมการอัตราของปฏิกิริยามีอันดับเป็นสองเมื่อเทียบกับ [NO] และมีอันดับหนึ่งเมื่อเทียบกับ [Cl₂]

$$r = k [\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]$$

ขั้นกำหนดอัตราคือ ขั้นที่ 2 หากภูอัตรา $r = k[\text{NOCl}_2][\text{NO}]$

$$\text{จากขั้นแรก } K = \frac{[\text{NOCl}_2]}{[\text{NO}][\text{Cl}_2]}$$

$$[\text{NOCl}_2] = K[\text{NO}][\text{Cl}_2]$$

$$r = kK[\text{NO}][\text{Cl}_2][\text{NO}]$$

$$r = k'[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]$$

10. ปฏิกิริยา $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{HI} (\text{g})$

ที่อุณหภูมิ 599 K มีค่า $k = 5.4 \times 10^{-4} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$ และที่อุณหภูมิ 638 K มีค่า $k = 2.8 \times 10^{-2} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$

จงหา

ก) พลังงานกระตุ้นของปฏิกิริยา คำนวณเหมือนข้อ 8 จะได้

$$E_a = 3.22 \times 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

ข) อุณหภูมิที่ทำให้ $k = 5.0 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$

$$E_a = 2.303R \left(\frac{T_1 T_2}{T_2 - T_1} \right) \log \frac{k_2}{k_1}$$

$$\left(\frac{T_1 T_2}{T_2 - T_1} \right) = \frac{E_a}{2.303R \log \frac{k_2}{k_1}}$$

$$\left(\frac{T_1 T_2}{T_2 - T_1} \right) = \frac{3.22 \times 10^5}{2.303 \times 8.314 \log \frac{5.0 \times 10^{-3}}{5.4 \times 10^{-4}}} = 1.73 \times 10^4$$

$$\left(\frac{599 T_2}{T_2 - 599} \right) = 1.73 \times 10^4$$

$$599 T_2 = 1.73 \times 10^4 (T_2 - 599) = 1.73 \times 10^4 T_2 - 1.04 \times 10^7$$

$$1.73 \times 10^4 T_2 - 599 T_2 = 1.04 \times 10^7$$

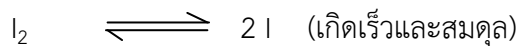
$$1.67 \times 10^4 T_2 = 1.04 \times 10^7$$

$$T_2 = \frac{1.04 \times 10^7}{1.67 \times 10^4} = 622.75 K$$

11. ปฏิกิริยา $H_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2 HI(g)$

มีกฎอัตราคือ $rate = k [H_2] [I_2]$

มีผู้เสนอกลไกการเกิดปฏิกิริยาคือ



จงแสดงว่ากลไกที่เสนอสอดคล้องกับกฎอัตรา

$$r = k[I][I][H_2] = k[I]^2[H_2]$$

$$K = \frac{[I]^2}{[I_2]} \rightarrow [I]^2 = K[I_2]$$

$$r = kK[I_2][H_2] = k' [I_2][H_2]$$

ดังนั้นกลไกที่เสนอสอดคล้องกับกฎอัตรา

12. ปฏิกิริยา $Zn(s) + 2 HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$

ถ้าต้องใช้ $Zn(s)$ 0.5 โมล ในเวลา 5 วินาที และปริมาตรสารละลายเท่ากับ 1 ลิตร ให้หาอัตราการ

เกิดปฏิกิริยาและอัตราการลดลงของ HCl

$$r = -\frac{d[Zn]}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{d[HCl]}{dt} = \frac{d[ZnCl_2]}{dt} = \frac{d[H_2]}{dt}$$

$$[Zn] = 0.5 M$$

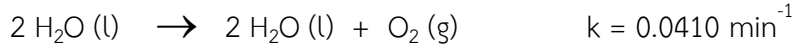
$$\frac{d[Zn]}{dt} = -\frac{0.5}{5} = -0.1 M/s$$

$$r = -\frac{d[Zn]}{dt} = -\left(-\frac{0.1 M}{s}\right) = 0.1 M/s$$

$$-\frac{d[Zn]}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{d[HCl]}{dt}$$

$$\frac{d[HCl]}{dt} = 2 \frac{d[Zn]}{dt} = 2(-0.1) = -0.2 \text{ M/s}$$

13. การสลายตัวของ H_2O_2 เป็น H_2O และ O_2 เป็นปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง



ก) ถ้าสารละลาย H_2O_2 เริ่มต้นมีความเข้มข้น 0.500 M ให้คำนวณหา $[H_2O_2]$ ที่เวลา 10.0 นาที

$$\log a = \log a_0 - \frac{k_1 t}{2.303}$$

$$\log a = \log 0.500 - \frac{0.0410 \text{ min}^{-1} \times 10 \text{ min}}{2.303}$$

$$\log a = -0.3 - 0.18 = -0.48$$

$$a = \text{antilog}(-0.48) = 10^{-0.48} = 0.331 \text{ M}$$

ข) จะใช้เวลานานเท่าใดจึงจะทำให้ความเข้มข้นของ H_2O_2 ลดลงจาก 0.500 M เป็น 0.100 M

$$\log a = \log a_0 - \frac{k_1 t}{2.303}$$

$$t = \log \frac{a_0}{a} \times \frac{2.303}{k_1}$$

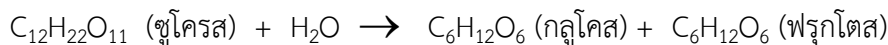
$$t = \log \frac{0.500}{0.100} \times \frac{2.303}{0.0410}$$

$$t = \log 5 \times \frac{2.303}{0.0410} = 39.26 \text{ min}$$

ค) จะใช้เวลานานเท่าใดจึงจะทำให้ H_2O_2 แยกสลายไปจำนวนครึ่งหนึ่ง
หาคึ่งชีวิต

$$t_{1/2} = \frac{0.693}{k_1} = \frac{0.693}{0.0410} = 49.5 \text{ min}$$

14. ที่ 30°C ค่าคงที่ของปฏิกิริยาต่อไปนี้เท่ากับ $6 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$



ค่าพลังงานกระตุ้นของปฏิกิริยาเท่ากับ 108 kJ/mol ให้หาค่าคงที่อัตราของปฏิกิริยาที่ 50°C

$$E_a = 2.303R \left(\frac{T_1 T_2}{T_2 - T_1} \right) \log \frac{k_2}{k_1}$$

$$\log \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{2.303R \left(\frac{T_1 T_2}{T_2 - T_1} \right)} = \frac{E_a (T_2 - T_1)}{2.303R (T_1 T_2)}$$

$$T_1 = 30^\circ \text{C} = 30 + 273 = 303 \text{ K} \quad k_1 = 6 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$$

$$T_2 = 50^\circ \text{C} = 50 + 273 = 323 \text{ K} \quad k_2 = ?$$

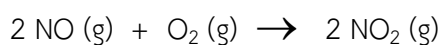
$$E_a = 108 \text{ kJ/mol} = 108 \times 10^3 \text{ J/mol}$$

$$\log \frac{k_2}{k_1} = \frac{108 \times 10^3 (323 - 303)}{2.303 \times 8.314 (303 \times 323)} = 1.15$$

$$\frac{k_2}{k_1} = \text{antilog}(1.15) = 10^{1.15} = 14.13$$

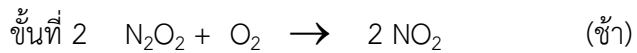
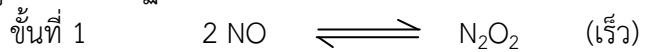
$$k_2 = 14.13 k_1 = 14.13 \times 6.0 \times 10^{-5} = 8.48 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

15. ปฏิกิริยาระหว่าง



จากการทดลองพบว่ากฎอัตราคือ $r = k [\text{NO}]^2 [\text{O}_2]$

มีผู้เสนอกลไกปฏิกิริยาคือ



จงแสดงว่ากลไกการเกิดปฏิกิริยาที่เสนอนั้นถูกต้อง

ขั้นที่ 2 เป็นขั้นกำหนดอัตรา ดังนั้นกฎอัตราคือ $r = k[\text{N}_2\text{O}_2][\text{O}_2]$

$$K = \frac{[\text{N}_2\text{O}_2]}{[\text{NO}]^2}$$

$$[\text{N}_2\text{O}_2] = K[\text{NO}]^2$$

$$r = kK[\text{NO}]^2[\text{O}_2] = k' [\text{NO}]^2[\text{O}_2]$$

ดังนั้นกลไกการเกิดปฏิกิริยาที่เสนอนั้นถูกต้อง