



อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี (1)

อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี สิ่งที่นักเรียนรู้ก่อนคือ

1. รู้ได้อย่างไรว่ามีปฏิกิริยาเคมีเกิดขึ้น
2. ปฏิกิริยาเคมีเกิดขึ้นได้อย่างไร

ตอบข้อ 1 คือ

รู้ เพราะมีสารใหม่เกิดขึ้น สารใหม่ที่เรามองเห็นได้อย่างชัดเจน คือ ก๊าซ ตะกอน

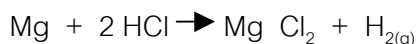
สีของสารผสมเปลี่ยนไป

ตอบข้อ 2 คือ

1. สารตั้งต้นต้องชนกัน
2. ทิศทางการชนต้องเหมาะสม
3. สะสมพลังงานจำนวนหนึ่ง ที่เรียกว่า พลังงานก่อกัมมันต์หรือพลังงานกระตุ้น (activation Energy) จึงจะเกิดปฏิกิริยาเคมีได้

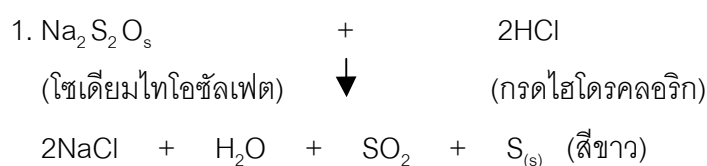
พิจารณา คำถาม ข้อ 1 ดังนี้

สารใหม่ - ก๊าซ เกิดจากปฏิกิริยาระหว่าง $Mg_{(s)}$ กับ $HCl_{(aq)}$

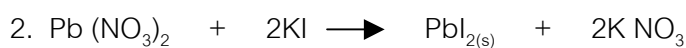


$H_2 (g)$ ไม่ละลายน้ำ ไม่มีสี ติดไฟง่าย

สารใหม่ - ตะกอน เกิดจากปฏิกิริยา



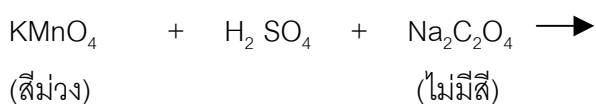
ปฏิกิริยาเคมีของ



เลด (II) โปแทสเซียม สีเหลือง

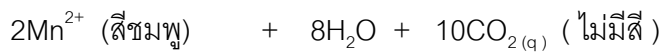
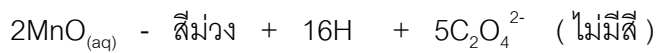
ไนเตรต ไอโอดีน

สารใหม่ - สีของสารเปลี่ยน เช่น สารละลายผสม

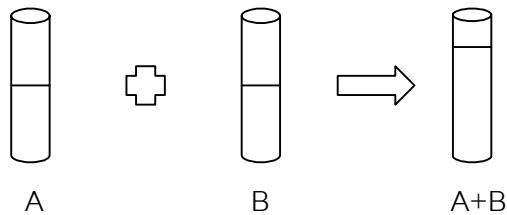




ปฏิกิริยาอ็อกซิเดชัน มีดังนี้



พิจารณาข้อ 2 ผสมสาร 2 ชนิด



จะเกิดปฏิกิริยาได้เร็ว ถ้า

1. เขย่า
2. คนด้วยแท่งแก้ว
3. ช้อน

อัตราการเกิดปฏิกิริยา = rate of reaction ; R ค่า R หาได้เท่ากับ

$$1) \frac{\text{ปริมาณของสารตั้งต้นที่ใช้ไปหรือลดลง}}{\text{เวลา}}$$

$$2) \frac{\text{ปริมาณผลิตภัณฑ์ที่ได้หรือเกิดขึ้น}}{\text{เวลา}}$$

ปริมาณของสารตั้งต้นหรือผลิตภัณฑ์ มักใช้หน่วยเป็น โมล/ลิตร (dm^3)

- ถ้าสารเป็นก๊าซ ใช้หน่วยปริมาตรและความดันแทนได้
- ถ้าเป็นของแข็ง ใช้ความสูงของของแข็งในหลอดทดลองแทนได้

R ของปฏิกิริยาเคมีระหว่าง $\text{Mg}_{(s)}$ กับ $\text{HCl}_{(aq)}$ หาได้จาก

$R = \text{ปริมาตรของ } \text{H}_{2(g)} / \text{เวลา}$ เพราะการเกิด $\text{H}_{2(g)}$ จะเกิดต่อเนื่องตลอดเวลา





ตัวอย่าง จากการทดลองหาอัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมีระหว่างแมกซิเนียมกับไฮโดรคลอริก ได้ผลดังต่อไปนี้

ปริมาตรของก๊าซไฮโดรเจน (cm ³)	เวลา (s)
1	20
2	40
3	70
4	90
5	110

1. อัตราการเกิดก๊าซไฮโดรเจน ที่ปริมาตรระหว่าง 4 – 5 cm³ มีค่ากี่ cm³ มีค่ากี่ cm³/s

ก. $\frac{1}{20}$

ข. $\frac{1}{90}$

ค. $\frac{1}{110}$

ง. $\frac{1}{320}$

เหตุผลใจทย์ ถ้ามที่ปริมาตรระหว่าง 4 – 5 cm³

$$\therefore \text{ปริมาตรของ H}_2 = 5 - 4 = 1 \text{ cm}^3$$

$$\text{เวลา ณ ปริมาตร 4 - 5} = 110 - 90$$

$$= 20 \text{ s}$$

$$\therefore R = \frac{\text{ปริมาตรของ H}_2}{\text{เวลา}} = \frac{1}{20}$$

2. อัตราเฉลี่ยของการเกิด H₂ มีค่าเท่ากับ $\frac{1}{64 \times 22.4 \times 10^3}$ mol/s

อัตราเฉลี่ยการใช้ HCl เป็นกี่ mol/s

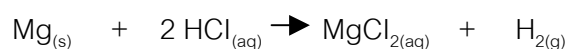
ก. $\frac{1}{128 \times 22.4 \times 10^3}$

ข. $\frac{1}{64 \times 22.4 \times 10^3}$

ค. $\frac{1}{32 \times 22.4 \times 10^3}$

ง. $\frac{1}{10 \times 22.4 \times 10^3}$

เหตุผล เพราะ R ของปฏิกิริยา



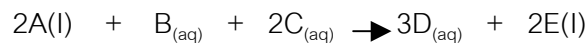
หาได้ดังนี้

$$R = R_{\text{Mg}(s)} = 1/2 R_{\text{HCl}} = R_{\text{MgCl}_2} = R_{\text{H}_2}$$



$$\begin{aligned} \text{วิธีทำ} \quad 1/2 R_{\text{HCl}} &= R_{\text{H}_2} \\ 1/2 R_{\text{HCl}} &= \frac{1}{64 \times 22.4 \times 10^3} \\ R_{\text{HCl}} &= \frac{1}{32 \times 22.4 \times 10^3} \end{aligned}$$

ตัวอย่าง 3. จากปฏิกิริยา



ถ้าอัตราการลดลงของ C เท่ากับ 4.0×10^{-4} mol / ลิตร. วินาที

- ก. อัตราการลดลงของ B เท่ากับ 8.0×10^{-4} โมล / ลิตร วินาที
- ข. อัตราการเกิดของ D เท่ากับ 3.0×10^{-4} โมล / ลิตร วินาที
- ค. อัตราการเกิดลดลงของ A เท่ากับ 2.0×10^{-4} โมล / ลิตร วินาที
- ง. อัตราการเกิดของ E เท่ากับ 4.0×10^{-4} โมล / ลิตร วินาที

เหตุผล เพราะ R ของปฏิกิริยา หาได้จากสมการ

$$1/2 R_A = R_B = 1/2 R_C = 1/3 R_D = 1/2 R_E$$

$$\text{จากโจทย์ } R_C = 4.0 \times 10^{-4} = R_E$$

การทดลองปฏิกิริยาระหว่าง $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ โซเดียมไทโอซัลเฟต กับกรด HCl ไฮโดรคลอริก กำหนดให้ HCl เข้มข้น 2.0 mol/L บรรจุในหลอด 5 หลอด ๆ หลอดละ 10 cm^3 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ หลอดที่ 1 $10 \text{ cm}^3 +$ น้ำ 0 cm^3

$$(0.3 \text{ mol/L} \quad 2 \quad 8 \text{ cm}^3 + \text{น้ำ } 2 \text{ cm}^3$$

$$3 \quad 6 \text{ cm}^3 + \text{น้ำ } 4 \text{ cm}^3$$

$$4 \quad 4 \text{ cm}^3 + \text{น้ำ } 6 \text{ cm}^3$$

$$5 \quad 2 \text{ cm}^3 + \text{น้ำ } 8 \text{ cm}^3$$

$$\text{หลอดที่ 1 } \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \quad 10 \text{ cm}^3 \text{ เข้มข้น} = 0.3 \text{ mol/ ลิตร}$$

$$\text{หลอดที่ 2 } \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \quad 10 \text{ cm}^3 \text{ เข้มข้น} = 0.24 \text{ mol/ ลิตร}$$

จากสูตร
$$\frac{M_1 V_1}{1000} = \frac{M_2 V_2}{1000}$$

$$M_1 \times (8 + 2) = 0.3 \times 8, \quad M_1 = \frac{0.3 \times 8}{10}$$

$$\text{หลอดที่ 3 } \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \quad 10 \text{ cm}^3 \text{ เข้มข้น} = 0.18 \text{ mol/ ลิตร}$$

$$M_1 \times (6 + 4) = 0.3 \times 6, \quad M_1 = \frac{0.3 \times 6}{10}$$



หลอดที่ 4 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 10 cm^3 เข้มข้น = 0.12 mol/ ลิตร

$$M_1 \times (4 + 6) = 0.3 \times 4, M_1 = \frac{0.3 \times 4}{10}$$

หลอดที่ 5 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 10 cm^3 เข้มข้น = 0.06 mol/ ลิตร .

$$M_1 \times (2 + 8) = 0.3 \times 2, M_1 = \frac{0.3 \times 2}{10}$$

แล้วเขียนเป็นตารางไว้ดังนี้

ทดลองครั้งที่ 1 ให้ $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ มีความเข้มข้นเปลี่ยนแปลง

หลอดที่	ปริมาตร $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	น้ำ	ปริมาตรรวม	$M_1 V_{1/1000} = M_2 V_{2/1000}$	M_1
1	10	0	10		0.30
2	8	2	10	$M_1 (8+2) = 0.3 \times 8$	0.24
3	6	4	10	$M_1 (6+4) = 0.3 \times 6$	0.18
4	4	6	10	$M_1 (4+6) = 0.3 \times 4$	0.12
5	2	8	10	$M_1 (2+8) = 0.3 \times 2$	0.06

ทดลองครั้งที่ 2 ให้ HCl มีความเข้มข้นเปลี่ยนแปลง ทำเหมือนเดิม โดยกำหนดให้ HCl เข้มข้น 0.3 mol / dm^3 ตามหลักวิทยาศาสตร์ ต้องทำการทดลองการเปลี่ยนแปลงของสารตั้งต้นทุกชนิด จึงจะได้ผลการทดลองที่น่าเชื่อถือได้

วิธีทำ ผสม HCl 0.2 mol / L 10 cm^3 ลงในหลอดที่ 1 ของ $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ อ่านเวลา t_1 วินาทีที่จะเกิดตะกอน S_1 จะได้

$$R = \frac{\text{ตะกอน} \text{S}_1}{T_1} \quad (\text{เป็น } R \text{ ช่วงหนึ่ง})$$

ทดลองผสม HCl กับ $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ทั้ง 5 หลอด จะได้

$$R = R_1, R_2, R_3, R_4, R_5 \quad \text{ตามลำดับ}$$

$$\text{หา } R \text{ เฉลี่ย} = \frac{R_1 + R_2 + R_3 + R_4 + R_5}{5}$$

ทดลองผสม $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ กับ HCl ให้ได้ตะกอน S สองหลอด กำหนดให้ ตะกอนเท่ากัน ใช้เวลาเกิด S = t_1 และ t_2 ตามลำดับ

$$\text{จะได้ว่า } R_1 = \frac{\text{ตะกอน}}{t_1}$$



$$R_2 = \frac{\text{ตะกอน}}{t_2}$$

$$\frac{R_1}{R_2} = \frac{\text{ตะกอน}}{t_1} \times \frac{t_2}{\text{ตะกอน}} = \frac{t_2}{t_1}$$

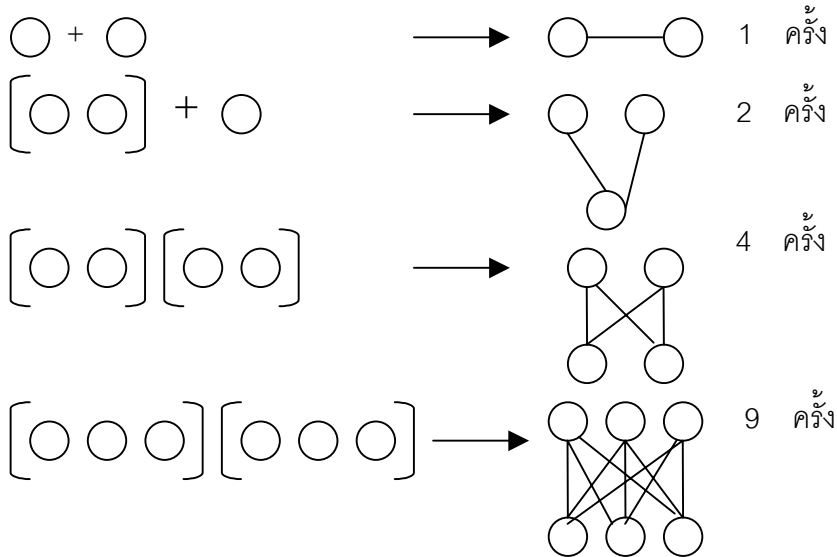
$$\therefore R \text{ แปรตาม } \frac{1}{\text{เวลา}}$$

อิทธิพลที่มีต่อ Rate

1. ความเข้มข้น
2. ธรรมชาติของสาร พื้นที่ผิว พันธะเคมี
3. อุณหภูมิ
4. คะตะไลต์

อิทธิพลที่มีต่อ Rate

- 1) ความเข้มข้น



ความเข้มข้นของสารมาก	โอกาสเกิดปฏิกิริยาได้มาก
ความเข้มข้นของสารน้อย	โอกาสเกิดปฏิกิริยาได้น้อย
ความเข้มข้นของสารคงที่	โอกาสเกิดปฏิกิริยาได้คงที่

ตัวอย่าง

1. การศึกษาปฏิกิริยาระหว่างกรดออกซาลิก $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ กับโพแทสเซียมเปอร์แมงกาเนต (KMnO_4) ในสารละลายที่มีความเข้มข้นของกรดซัลฟิวริกคงที่ได้ข้อมูลดังนี้

	$[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]$	$[\text{KMnO}_4]$,	อุณหภูมิ
1.	0.05	0.05	30
2.	0.05	0.10	30
3.	0.10	0.10	40
4.	0.10	0.20	40

จงเลือกข้อความที่ถูกต้องที่สุด

- ก. ถ้าอัตราการเกิดปฏิกิริยาในข้อ 2 เร็วเป็นสองเท่าในข้อ 1 อัตราการเกิดปฏิกิริยาใน ข้อ 4 จะเป็นสองเท่าของในข้อ 3
- ข. ถ้าอัตราการเกิดปฏิกิริยาในข้อ 4 เร็วเป็นสองเท่าในข้อ 2 แสดงว่าปฏิกิริยาเกิดขึ้นเร็วเท่าตัวเมื่ออุณหภูมิเพิ่มขึ้น 10°C
- ค. ถ้าอัตราการเกิดปฏิกิริยาในข้อ 4 เร็วเป็นสองเท่าในข้อ 1 แสดงว่าปฏิกิริยาเกิดเร็วเท่าตัวเมื่ออุณหภูมิเพิ่มขึ้น 10°C
- ง. อัตราการเกิดปฏิกิริยาลดลง

เหตุผล เพราะ อุณหภูมิคงที่ V ของสารละลาย KMnO_4 ใน 2 มากกว่า KMnO_4 ใน 1 อัตราการเกิดปฏิกิริยาใน 2 ก็จะเป็น 2 เท่าของใน 1

2. เมื่อใส่ $1\text{ mol/L HCl } 25\text{ cm}^3$ ลงในหินปูนชิ้นเล็ก ๆ จะมีก๊าซคาร์บอนไดออกไซด์เกิดขึ้น การเปลี่ยนแปลงในข้อใดที่ไม่ทำให้อัตราของปฏิกิริยาเริ่มต้นเพิ่มขึ้น

- | | |
|---|---|
| ก. ใช้ $1\text{ mol/L } 100\text{ cm}^3$ | ข. ใช้ $2\text{ mol/L HCl } 25\text{ cm}^3$ |
| ค. ใช้ $2\text{ mol/L HCl } 50\text{ cm}^3$ | ง. บดหินปูนให้ละเอียดเป็นผง |

เหตุผล เพราะความเข้มข้นของสารตั้งต้นมาก เกิดปฏิกิริยาเร็ว

ความเข้มข้นของสารตั้งต้นน้อย เกิดปฏิกิริยาช้า

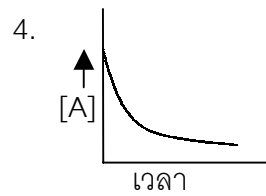
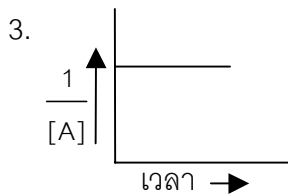
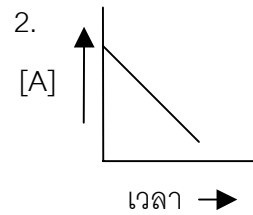
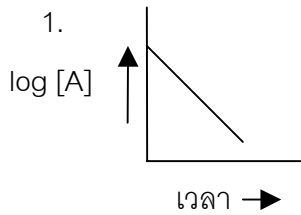
ความเข้มข้นของสารตั้งต้นคงที่ เกิดปฏิกิริยาคงที่



อิทธิพลที่มีผลต่อ Rate

ที่สำคัญข้อหนึ่งที่นักเรียนต้องจำให้แม่น ๆ ได้แก่ อัตราการเกิดปฏิกิริยาไม่ขึ้นกับความเข้มข้นของสารตั้งต้นก็คือ ปฏิกิริยาการกำจัดแอลกอฮอล์ในเลือดของคน

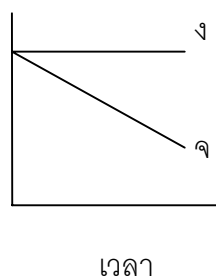
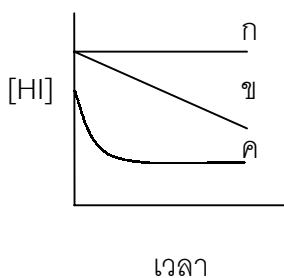
ตัวอย่าง 1 กราฟซึ่งแทนปฏิกิริยาการเปลี่ยน $A \rightarrow B$ โดยมีอัตราการเกิดปฏิกิริยาไม่ขึ้นกับความเข้มข้นของ A คือ ข้อใด



เหตุผล เพราะความเข้มข้นของสารลดลงหรือถูกขับออกในอัตราคงที่ เช่น ทุกๆ 10 นาที

ร่างกายขับแอลกอฮอล์ออกไปได้ 2 ซม³ หมายความว่า แอลกอฮอล์ในร่างกายจะลดลงทีละ 2 ซม³ อย่างสม่ำเสมอทุก ๆ 10 นาที

ตัวอย่าง 2



1. กราฟที่แสดงการดำเนินไปของปฏิกิริยา $2HI \xrightarrow{Ar} H_2 + I_2$ เส้นใดบ้างที่แสดงว่าอัตราการเกิดปฏิกิริยา ไม่ขึ้นกับความเข้มข้นของสารตั้งต้น

- | | |
|------------|------------|
| ก. ก และ ง | ข. ข และ จ |
| ค. ค และ จ | ง. ข และ ง |

เหตุผล เพราะอัตราการเกิดปฏิกิริยาไม่ขึ้นกับความเข้มข้น

ความเข้มข้นจะลดลงอย่างสม่ำเสมอ (ข)

อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะคงที่ (ง)



อิทธิพลที่มีต่อ Rate พื้นที่ผิวและพันธะเคมี

2. การทดลองในข้อใดมีอัตราการเกิดปฏิกิริยาสูงที่สุดที่อุณหภูมิเดียวกัน

ก. ใส่แผ่นสังกะสี 1 ชิ้น น้ำหนัก 1 กรัม ลงในกรด HCl 0.1 mol/ dm³

ข. ใส่แผ่นสังกะสี 2 ชิ้น น้ำหนักชิ้นละ 0.5 กรัม ลงในกรด HCl 0.2 mol/ dm³

ค. ใส่สังกะสีผงละเอียดหนัก 1 กรัม ลงในกรด HCl 0.1 mol/ dm³

ง. ใส่สังกะสีผงละเอียดหนัก 1 กรัม ลงในกรด HCl 0.2 mol/ dm³

พิจารณา 1. ความเข้มข้นของสารมาก่อนโอกาสถูก ข้อ ข และ ง

2. ดูพื้นที่ผิว ระหว่างแผ่นสังกะสีกับผงสังกะสีการละลายของสังกะสีชนิดผงจะเกิดปฏิกิริยาได้เร็วกว่า

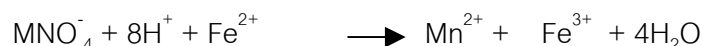
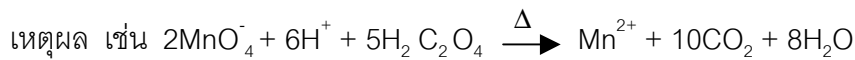
3. ปัจจัยสำคัญที่เป็นตัวกำหนดว่าทำไมธรรมชาติของสารตั้งต้นจึงมีอิทธิพลต่อ อัตราของสารตั้งต้นจึงมีอิทธิพลต่ออัตราของปฏิกิริยาเคมีคือ

ก. ความแตกต่างของขนาดโมเลกุล

ข. ความแตกต่างของมวลโมเลกุล

ค. ความแตกต่างของพันธะที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยา

ง. ความแตกต่างระหว่างพลังงานของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์



อิทธิพลที่มีผลต่อ Rate อุณหภูมิ

1. การเกิดอัตราการเกิดปฏิกิริยาเพิ่มขึ้นเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้นนั้นเป็นเพราะเหตุใด

ก. โมเลกุลชนกันบ่อยครั้งขึ้นเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น

ข. โมเลกุลชนกันแรงขึ้นเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น

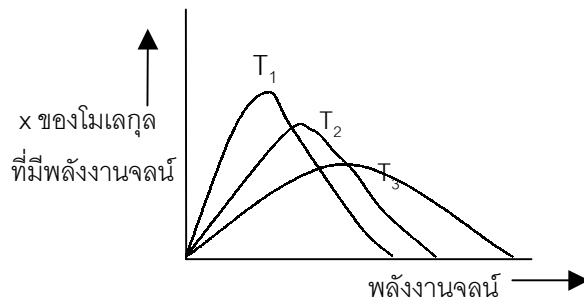
ค. โมเลกุลที่มีพลังงานสูงพอที่จะเกิดปฏิกิริยา มีจำนวนมากขึ้นเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น

ง. พันธะโมเลกุลของสารตั้งต้นจะถูกทำลายได้ง่ายเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น

เหตุผล เพราะ ณ อุณหภูมิจะมีจำนวนโมเลกุลที่มีพลังงานสูงอยู่มาก โอกาสเกิดการชนกันมาก ก็จะทำให้เกิดปฏิกิริยาได้มาก



3. การกระจายพลังงานจลน์ของโมเลกุลของก๊าซที่อุณหภูมิ T_1, T_2 และ T_3 ($T_3 > T_2 > T_1$) แสดงเป็นกราฟได้ดังรูป (E_a คือพลังงานกระตุ้น)



$T_3 > T_2 > T_1$

ข้อใดที่ ถูกต้อง

- ก. ที่อุณหภูมิ T_1 ปฏิกิริยาเกิดเร็วที่สุด
- ข. ที่อุณหภูมิ T_2 ปฏิกิริยาเกิดเร็วกว่าที่อุณหภูมิ T_1 และ T_3
- ค. ที่อุณหภูมิ T_3 ปฏิกิริยาเกิดเร็วกว่าที่อุณหภูมิ T_1 และ T_2
- ง. ที่อุณหภูมิ T_1 มีจำนวนโมเลกุลที่มีพลังงานจลน์สูงกว่า พลังงาน จลน์สูง
กว่าพลังงานกระตุ้นมากกว่าที่อุณหภูมิ

เหตุผล ณ อุณหภูมิสูงจะมีจำนวนโมเลกุลที่มีพลังงานสูงอยู่มากโอกาสเกิดปฏิกิริยาได้เร็วกว่าที่อุณหภูมิต่ำ

∴ R ขึ้นอยู่กับอุณหภูมิ

จากการทดลองวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยา โดยการจับเวลาตั้งแต่เริ่มต้นจน ปฏิกิริยาสิ้นสุด
ที่อุณหภูมิต่าง ๆ กันพบได้ดังนี้

อุณหภูมิ (C)	เวลาที่ใช้ (วินาที)
16	400
40	50
56	12.5



3. อัตราเร่งของปฏิกิริยานี้จะเพิ่มเป็น 2 เท่า เมื่ออุณหภูมิเพิ่มขึ้นเท่าใด

- ก. 8 องศา
- ข. 10 องศา
- ค. 12 องศา
- ง. 16 องศา

วิธีทำ อุณหภูมิ C (เพิ่ม) เวลา (วินาที) = ปฏิกิริยาเพิ่ม

$$40 - 16 = 24 \qquad 400/50 = 8$$
$$56 - 40 = 16 \qquad 50/12.5 = 4$$
$$= 8 \qquad \qquad = 2$$

4. ข้อใดเป็นเหตุผลที่ถูกต้องที่สุดเพื่อแสดงว่าอัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเพิ่มขึ้นเมื่ออุณหภูมิเพิ่มขึ้น

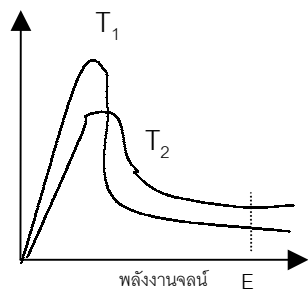
- ก. โมเลกุลของสารนั้นมีการชนกันมากขึ้น
- ข. จะทำให้ความดันเพิ่มขึ้น
- ค. ทำให้พลังงานกระตุ้นเพิ่มขึ้น
- ง. โมเลกุลบางส่วนมีพลังงานสูงเกิดขึ้น

โดยทั่วไป โมเลกุลส่วนใหญ่จะมีพลังงานน้อยกว่า E_a เมื่อเพิ่มอุณหภูมิให้แก่ระบบจะทำให้มีจำนวนโมเลกุลพลังงานสูง ๆ เพิ่มขึ้น

5. โมเลกุลที่มีพลังสูงเหล่านั้นส่วนหนึ่งจะมีพลังงานมากกว่า E_a

ถ้าโมเลกุลเหล่านี้เข้ามาชนกันในทิศทางที่เหมาะสมก็จะเพิ่มอัตราการเกิดปฏิกิริยาได้

กราฟแสดงการกระจายพลังงานจลน์ของโมเลกุลของก๊าซที่อุณหภูมิ T_1 และ T_2 เมื่อ T_2 สูงกว่า T_1 เป็นดังนี้



อัตราของปฏิกิริยาที่อุณหภูมิ t_2 เร็วกว่าที่ T_1 เพราะ

- ก. พลังงานกระตุ้นสำหรับปฏิกิริยาต่ำกว่า
- ข. โมเลกุลที่มีพลังงานสูงมีมากกว่า
- ค. โมเลกุลชนกันในทิศทางที่เหมาะสมกว่า
- ง. ปฏิกิริยานี้เป็นปฏิกิริยาดูดความร้อน



เหตุผล ณ อุณหภูมิสูง จะมีจำนวนโมเลกุลที่มีพลังงานสูงอยู่มากกว่า E_a หรือมากกว่า E_a จึงจะเกิดปฏิกิริยาได้ ถ้าเข้ามาชนกันในทิศทางที่เหมาะสม

อิทธิพลที่มีผลต่อ Rate ค่ะตะไลท์

คะตะไลท์ = ตัวเร่งปฏิกิริยาทำให้ปฏิกิริยาเกิดเร็วขึ้นได้ เพราะไปลด พลังงานกระตุ้นของปฏิกิริยา

ตัวเร่งปฏิกิริยามี 2 แบบคือ

1. มีส่วนร่วมในปฏิกิริยาโดยตรงหรืออ้อมก็ได้ อาจจะทำให้เกิดกลไกของปฏิกิริยาแบบใหม่ที่มีหลายขั้นตอนได้
2. ถ้าตัวเร่งปฏิกิริยาเป็นของแข็ง จะทำหน้าที่ดูดซับสารตั้งต้นได้ด้วย นอกจากจะลดพลังงานกระตุ้น

หมายเหตุ บางปฏิกิริยาเคมีที่ต้องการให้เกิดช้าลง ก็จะใช้คะตะไลท์ชนิดหน่วง เช่น สารกันบูดในอาหาร ทำให้อาหารบูดช้าลง

1. กลไกของปฏิกิริยาออกซิเดชันจาก $V^{3+} + Fe^{3+}$ เป็น $V^{4+} + Fe^{2+}$ มี 2 ขั้นตอนดังนี้



คะตะไลท์ของปฏิบัติคือตัวใด

- ก. V^{4+} ข. Cu^{2+} ค. Fe^{3+} ง. Fe^{2+}

เหตุผล ให้พิจารณาสารตั้งต้นของปฏิกิริยาแรกและผลิตภัณฑ์ของสมการสุดท้าย ถ้ามีสารใดเหมือนกัน สารนั้นก็คือ ตัวเร่งปฏิกิริยา ในที่นี้คือ Cu^{2+}

2. คะตะไลท์ที่เป็นของแข็ง สามารถเพิ่มอัตราเร็วของปฏิกิริยาระหว่างก๊าซได้ ดังนี้

- I** ดูดซับโมเลกุลของสารตั้งตัวไว้บนผิว
- II** ทำให้พลังงานพันธะในโมเลกุลของสารตั้งต้นมีค่าลดลง
- III** ทำให้พลังงานกระตุ้นของปฏิกิริยามีค่าลดลง
- IV** ทำให้โมเลกุลของสารตั้งต้นมีพลังงานเฉลี่ยสูงขึ้น

ข้อความข้างต้นนี้ข้อความใด ถูกต้อง

- ก. **I III** และ **III** เท่านั้น ข. **I** และ **II** เท่านั้น



ค. **II** และ **IV** เท่านั้น

ง. **IV** เท่านั้น

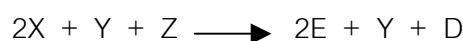
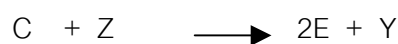
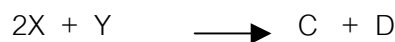
หลัก คะตะไลต์ของแข็ง ทำหน้าที่ตามข้อ I, III เช่น Pt ในภาชนะที่มี $H_{2(g)}$ และ $O_{2(g)}$ จะเกิดน้ำได้

3. ปฏิกิริยาเติมก๊าซไฮโดรเจนแก่สารอินทรีย์แทบจะไม่เกิดขึ้นเลย ถ้าไม่เติมผง นิกเกิลลงในปฏิกิริยา และเมื่อสิ้นสุดแล้วปฏิกิริยาแล้วจะได้นิกเกิลเหมือนเดิม ผงนิกเกิลมีผลต่อปฏิกิริยาอย่างไร

- ก. เพิ่มพลังงานจลน์ให้แก่โมเลกุลของสารเริ่มต้น
- ข. ลดพลังงานกระตุ้นของปฏิกิริยา
- ค. เพิ่มความสามารถในการผสมเป็นเนื้อเดียวกันของสารที่ทำปฏิกิริยา
- ง. ลดความแตกต่างระหว่างระดับพลังงานของสาร พลังงานของสาร เริ่มต้นและผลิตภัณฑ์

เหตุผล $Ni_{(s)}$ เป็นคะตะไลต์ ทำหน้าที่เป็นตัวลด พลังงานกระตุ้น หรือพลังงานก่อกัมมันต์

4. จากปฏิกิริยาของสารต่าง ๆ เขียนสมการแสดงปฏิกิริยาเป็นขั้น ๆ ได้ดังนี้



จากสมการ สารใดน่าจะเป็น คะตะไลต์

- ก. X
- ข. C
- ค. E
- ง. Y

หลัก ปฏิกิริยาที่มีคะตะไลต์ จะเกิดได้หลายขั้นตอน ให้พิจารณา สารตั้งต้น และผลิตภัณฑ์ในสมการสุดท้าย มี Y เป็นตัวร่วม แสดงว่า Y เป็นคะตะไลต์

ข้อควรจำ อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะขึ้นได้จากการทดลองเท่านั้น จะพิจารณาจาก สมการไม่ได้จึงมีกฎอัตราเร็วใช้แสดงความสัมพันธ์ระหว่างอัตราการเกิดปฏิกิริยากับความเข้มข้นของสารตั้งต้นมีใจความดังนี้

อัตราการเกิดปฏิกิริยาเป็นสัดส่วนโดยตรงกับความเข้มข้นของสารตั้งต้น



$$R = k [A]^m [B]^n$$



- R = อัตราการเกิดปฏิกิริยา
- [A],[B] = ความเข้มข้นของสาร A, B
- เติม m, n เป็นอันดับเทียบกับสาร A, B ตามลำดับ
- m + n = อันดับรวมของปฏิกิริยา
- k = ค่าคงที่อัตราเร็วของปฏิกิริยา

ตัวอย่าง 1 ปฏิกิริยา A + B → C มีผลการทดลอง ดังนี้

การทดลอง ครั้งที่	ความเข้มข้น mol / l		อัตราเร็วของปฏิกิริยา (R)
	[A]	[B]	
1	0.01	0.01	2.0
2	0.01	0.02	4.0
3	0.03	0.02	12.0

กำหนดให้ R = อัตราเร็วของปฏิกิริยา k = ค่าคงที่

5. อัตราเร็วของปฏิกิริยา (R) นี้เขียนได้ดังนี้

- 1. R = k[A]
- 2. R = k[B]
- 3. R = k[A]
- 3. R = k[A][B]

วิธีทำ R = k[A]ⁿ[B]²

$$2 = k(0.01)^n(0.01)^m \dots (1)$$

$$4 = k(0.01)^n(0.02)^m \dots (2)$$

$$\text{สมการที่ 3} \dots (3)$$

$$\frac{(2)}{(1)} \frac{4}{2} = \frac{k(0.01)^n(0.02)^m}{k(0.01)^n(0.01)^m}$$

$$2 = 2^m \therefore m = 1$$

$$\frac{(3)}{(2)} \frac{2}{1} = \frac{k(0.03)^n(0.02)^m}{k(0.01)^n(0.01)^m}$$

$$3 = 3^n \therefore n = 1$$

$$\therefore R = k[A]^1[B]^1$$

จะคำนวณหาค่า k ได้ ดังนี้ จาก (1)

จาก (1)

$$2 = k(0.01)^1(0.01)^1$$



$$2 = k \times 10^{-4}$$

$$k = \frac{2}{10^{-4}} = 2 \times 10^4 \text{ mol/L- Sec}$$

ตัวอย่าง 2 ในการศึกษาปฏิกิริยาระหว่างเฮโมโกลบิน (Hb) กับ คาร์บอนมอนอกไซด์ (CO) ที่ 20 C มีสมการดังนี้ $4\text{Hb} + 3\text{CO} \rightarrow \text{Hb}_4(\text{CO})_3$ ได้ผลการทดลองดังนี้

ความเข้มข้นของสารตั้งต้น (M)		อัตราการหายไปของ Hb mol/ dm ³ - Sec
[Hb]	[CO]	
3.00	1.00	0.09
6.00	1.00	1.80
6.00	2.00	3.60
3.00	2.00	X

ค่าของ "X" เท่ากับ

1. 0.90 2. 1.80 3. 2.70 4. 3.60

วิธีทำ

$$R = k [\text{Hb}]^n [\text{CO}]^m$$

$$\text{แทนค่า } 0.90 = k (3)^n (1)^m \dots\dots (1)$$

$$1.80 = k (6)^n (1)^m \dots\dots (2)$$

$$3.60 = k (6)^n (2)^m \dots\dots (3)$$

$$x = k (3)^n (2)^m \dots\dots (4)$$

(2)

(1)

$$\left(\frac{6}{3}\right)^n = \frac{1.80}{0.90}$$

$$2^n = 2 \quad n = 1$$

(3)

(2)

$$\left(\frac{2}{1}\right)^m = \frac{3.60}{0.90}$$

$$2^m = 2 \quad m = 1$$

$$\therefore R = k (\text{Hb})^1 (\text{CO})^1$$

(4)

(1)

$$\frac{x}{0.9} = \frac{k(3)^n (2)^m}{k(3)^n (1)^m} = 2^1$$



$$x = 2 \times 0.9 = 1.8$$