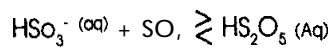


## การทดลองที่ 11

เรื่อง อัตราของปฏิกิริยา (Rate of Reaction)  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow[\text{Heat}]{} \text{NaHSO}_3$



reducing properties

### วัตถุประสงค์

- ศึกษาปัจจัย (Factors) ต่าง ๆ ที่มีผลต่ออัตราของปฏิกิริยาดังนี้
  - ผลของความเข้มข้น (concentration) ในตอนเริ่มต้นของสารที่เข้าทำปฏิกิริยาที่มีต่ออัตราของปฏิกิริยา ใน  $\text{I}_2$  Clock Reaction
  - ผลของอุณหภูมิ (temperature) ที่มีต่ออัตราของปฏิกิริยา
    - ก. ใน  $\text{I}_2$  Clock Reaction
    - ข. ในปฏิกิริยาของเปอร์มังกาเนตไอออน ( $\text{MnO}_4^-$ ) กับกรดออกซาลิก ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ )
  - ผลของตัวคะตะลิสต์ (Catalyst) ที่มีต่ออัตราของปฏิกิริยา
    - ก. ในปฏิกิริยาของเปอร์มังกาเนตไอออน ( $\text{MnO}_4^-$ ) กับกรดออกซาลิก ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ )
    - ข. ในปฏิกิริยาของ ไฮโดรเจนเปอร์ออกไซด์ ( $\text{H}_2\text{O}_2$ )
- เพื่อหาค่าคงที่ของอัตราในการเกิดปฏิกิริยา, K (Specific rate constant)
- เพื่อหาอันดับของปฏิกิริยา (order of Reaction)
- เพื่อหาค่าพลังงานกระตุ้นของปฏิกิริยา (Activation energy)

## สารเคมี

1. สารละลายโพตัสเซียมไอโอเดตเข้มข้น 0.02 M (0.02M  $\text{KIO}_3$ )
2. สารละลายโซเดียมซัลไฟต์เข้มข้น 0.01 M (0.01M  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ )
3. สารละลายกรดออกซาลิกเข้มข้น 0.05 M (0.05M  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ )
4. สารละลายกรดซัลฟูริกเข้มข้น 0.50 M (0.50M  $\text{H}_2\text{SO}_4$ )
5. สารละลายโพตัสเซียมเปอร์มันังกาเนต 0.01(0.01M  $\text{KMnO}_4$ )
6. สารละลายโซเดียมออกซาลेट 0.10 M (0.10M  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ )
7. สารละลายแมงกานีสซัลเฟต 0.10 M (0.10M  $\text{MnSO}_4$ )
8. สารละลายโพตัสเซียมไอโอไดน์ 0.60 M (0.60M  $\text{KI}$ )
9. สารละลายไฮโดรเจนเปอร์ออกไซด์ 10 M (0.0M  $\text{H}_2\text{O}_2$ )
10. สารละลายอิมโมเนียมโมลิบเดท 0.10 M (0.10M  $(\text{NH})_2 \text{MoO}_4$ )
11. น้ำแบ่ง 1%
12. น้ำแข็ง

## อุปกรณ์

1. บีกเกอร์ขนาด 250 ลบ.ซม., 600 ลบ.ซม.
2. กระจกตวงขนาด 100 ลบ.ซม.
3. หลอดทดสอบ
4. แท่งแก้วสำหรับคน
5. เทอร์โมมิเตอร์
6. หลอดหยดยา จำนวน 2-4 อัน (ไม่ควรใช้ปนกัน)
7. ที่วางหลอดทดสอบ

8. บีเปิด ขนาด 10 ลบ.ซม.
9. นาฬิกาจับเวลา (อาจใช้นาฬิกาข้อมือที่มีเข็มวินาทีแทนได้)
10. ตะเกียงบนเสน
11. ตะแกรงลวด
12. ที่จับหลอดทดลอง

### เทคนิคต่าง ๆ ในการปฏิบัติการเรื่องอัตราการเกิดปฏิกิริยา

<u>การวัดเวลา</u>	ไม่ต้องการไหลละเอียดมาก ใช้นาฬิกามีเข็มวินาที
<u>การวัดอุณหภูมิ</u>	อุณหภูมิเปลี่ยนไปเล็กน้อย จะมีผลทำให้อัตราการเกิดปฏิกิริยาเปลี่ยนแปลงไปได้มาก ดังนั้นในการวัดอุณหภูมิ จำเป็นต้องวัดให้ละเอียดเท่าที่จะทำได้ ใช้เทอร์โมมิเตอร์ ในการทดลองที่อุณหภูมิหนึ่ง ๆ จะต้องพยายามรักษาอุณหภูมิให้คงที่เท่าที่จะทำได้ สามารถทำได้โดย นำหลอดทดลองใส่สารละลายที่จะให้ทำปฏิกิริยากันแชลงในบีกเกอร์ซึ่งบรรจุน้ำ (น้ำร้อน, น้ำแข็ง หรือ น้ำที่มีอุณหภูมิกติ คอย ๆ เขย่าหลอดแชจนกระทั่งสารละลายมีอุณหภูมิเท่ากับน้ำในบีกเกอร์ ถ้าสารละลายมี 2 หลอดเวลาจะให้ทำปฏิกิริยา ก็เทกลับไปกลับมา 3 ครั้ง นำหลอดสุดท้ายที่มีสารละลายทั้งหมดแชไว้ในบีกเกอร์ต่อจนเกิดปฏิกิริยาสมบูรณ์ จะไม่ใช้การคนด้วยเทอร์โมมิเตอร์ เพราะจะทำให้หักได้

## การผสมสารละลาย

เมื่อต้องการผสมสารละลายสองชนิดในหลอดทดสอบเข้าด้วยกัน สามารถทำได้ดังนี้

1. เทสารละลายกลับไป-มา ในหลอดทั้งสอง
2. เทสารละลายที่มีปริมาณมากลงในสารละลายน้อย
3. กรณีที่หยดสารละลายจำนวนน้อยลงในสารละลายจำนวนมาก ๆ ให้ใช้แท่งแก้วคนแรง ๆ

## การสังเกต

ในการทดลองนี้เกี่ยวข้องกับกำกับการจับเวลา โดยอาศัย การเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้น เช่น เกิดสี เกิดตะกอน ในการมองสี ควรจะมีการเปรียบเทียบกับสีของสารเริ่มต้น โดยนำหลอดใส่สารที่ยังไม่ได้ทำปฏิกิริยามาเปรียบเทียบการคู่สี ควรมองในหลอดจะมองเห็นชัดความมอดำทึบ และควรใช้กระดาษขาววางรอง เพื่อให้เห็นได้ชัดเจนยิ่งขึ้น

## ทฤษฎีที่เกี่ยวข้อง

การศึกษาทางด้านจลนศาสตร์เคมี (Chemical Kinetics) ซึ่งเป็นการศึกษาถึงการเปลี่ยนแปลงของโมเลกุลของสารที่เกิดขึ้นในระหว่างที่ปฏิกิริยาเคมีดำเนินไป โดยมุ่งศึกษาในแง่อัตราเร็ว (rate) และกลไก (mechanism) ของปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้น เมื่อสารตั้งต้น (Reactants) เปลี่ยนไปเป็นผลิตภัณฑ์ (products) อาจจะมีปฏิกิริยาเคมีเกิดขึ้นเป็นขั้น ๆ ต่อเนื่องกัน ลำดับขั้นของปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นก็คือกลไกของปฏิกิริยา สารที่เกิดขึ้นในขั้นตอนต่าง ๆ อาจเกิดปฏิกิริยาต่ออย่างรวดเร็วในขั้นตอนถัดไป ซึ่งบางครั้งก็ที่ไม่สามารถตรวจพบสารนั้นได้ เมื่อได้ทำการศึกษาเกี่ยวกับปัจจัยต่าง ๆ ที่มีผลต่ออัตราเร็วของการเปลี่ยนแปลงที่

ที่เกิดขึ้น ก็จะสามารถทราบถึงสารที่เกิดขึ้นในขั้นตอนต่าง ๆ และการเกี่ยวข้องกับกลไกของปฏิกิริยา

ปฏิกิริยาเคมีทั้งหลายมีอัตราเร็วแตกต่างกัน บางปฏิกิริยาก็ใช้เวลานานในการดำเนินไปจนถึงขั้นตอนสุดท้าย เช่น การเกิดสนิมของเหล็กเมื่อวางทิ้งไว้ บางปฏิกิริยาก็เกิดขึ้นอย่างรวดเร็ว เช่น ปฏิกิริยาการสะเทินระหว่างสารละลายกรดไฮโดรคลอริกเจือจาง ( $\text{HCl}$ ) กับสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์เจือจาง ( $\text{NaOH}$ ) ในบางปฏิกิริยาการเพิ่มหรือลดของอุณหภูมิจะมีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา เช่น แก๊สไฮโดรเจน ( $\text{H}_2$ ) กับแก๊สออกซิเจน ( $\text{O}_2$ ) จะเกิดปฏิกิริยารวมตัวกันได้น้ำ ( $\text{H}_2\text{O}$ ) ก็ต่อเมื่อใช้อุณหภูมิสูง ๆ ในการพิจารณาว่าปฏิกิริยาดำเนินไปเร็วหรือช้าเพียงไรนั้น จะพูดในเทอมของอัตราที่มีการเปลี่ยนแปลงเกิดขึ้น การวัดอัตราเร็วของปฏิกิริยาอาจวัดเป็นปริมาณของสารที่เข้าทำปฏิกิริยาที่เปลี่ยนแปลงเป็นสารใหม่ หรือปริมาณสารใหม่ที่เกิดจากปฏิกิริยาต่อหนึ่งหน่วยเวลา ปริมาณสารที่เข้าทำปฏิกิริยา นิยมคิดในหน่วยโมลต่อลิตรในกรณีเป็นสารละลาย ส่วนหน่วยของเวลา อาจจะเป็นวินาที, นาที, ชั่วโมง หรือวัน ทั้งนี้ขึ้นอยู่กับว่าปฏิกิริยาที่กำลังศึกษาอยู่เกิดเร็วหรือช้าอย่างไร สามารถเขียนสมการแสดงความสัมพันธ์ได้ดังนี้

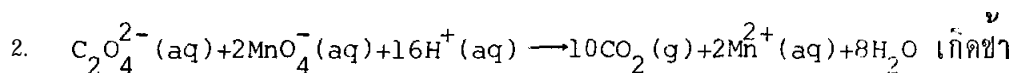
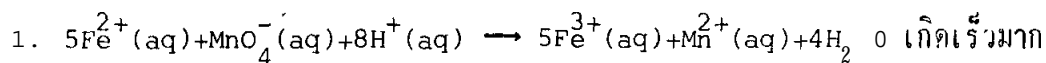
$$\begin{aligned} \text{อัตราการเกิดปฏิกิริยา หรือ rate} &= \frac{\text{ปริมาณสารตั้งต้นที่ลดลง}}{\text{เวลา}} \\ &= \frac{\text{ปริมาณผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นในปฏิกิริยา}}{\text{เวลา}} \end{aligned}$$

ปัจจัย (Factor) ที่เกี่ยวข้องกับอัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี ที่สำคัญมีอยู่ 4 ชนิด คือ

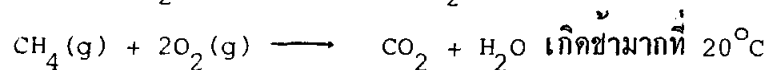
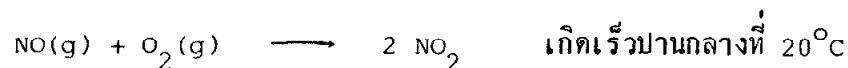
1. ลักษณะของสารที่เราทำปฏิกิริยา
2. ความเข้มข้นของสารที่เราทำปฏิกิริยา
3. อุณหภูมิ
4. ตัวเร่งปฏิกิริยาหรือคะตะลิสต์

## 1. ลักษณะของสารที่เราทำปฏิกิริยา

สารแต่ละชนิดจะมีความว่องไวในการทำปฏิกิริยาเคมีมากหรือน้อยต่างกัน ทั้งนี้ขึ้นอยู่กับสมบัติของสารแต่ละชนิด เช่น ในปฏิกิริยารีดักชัน (Reduction reaction) ของเปอร์มังกาเนตไอออน ( $\text{MnO}_4^-$ ) ในสารละลายกรดโดยใช้เหล็กไอออน ( $\text{Fe(II)}$ ) สีม่วงแดงของสารละลายเปอร์มังกาเนตจะจางหายไปอย่างรวดเร็วเมื่อเติมสารละลายของเหล็ก(II) ซัลเฟตลงไป แต่ดาเปลี่ยนจากเหล็ก(II) ซัลเฟตมาเป็นกรดออกซาลิก ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) แทน สีของสารละลายเปอร์มังกาเนตจะค่อยจางลงอย่างช้า ๆ



อีกตัวอย่างก็คือในปฏิกิริยาของไนตริกออกไซด์ ( $\text{NO}$ ) และมีเทน ( $\text{CH}_4$ ) สามารถทำปฏิกิริยากับออกซิเจน ( $\text{O}_2$ ) ได้ที่อุณหภูมิปกติ แต่เกิดเร็วช้าไม่เท่ากัน

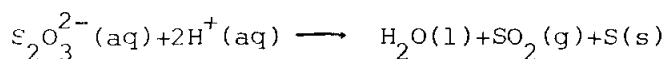


แสดงว่าอัตราการเกิดปฏิกิริยาขึ้นกับลักษณะของสารที่เราทำปฏิกิริยา

ปฏิกิริยาเคมีของสารที่อยู่ในวัฏภาค (phase) เดียวกันไม่ว่าจะเป็นก๊าซหรือสารละลาย เรียกว่า ปฏิกิริยาเอกพันธ์ (Homogeneous Reaction) ถ้าอยู่ในวัฏภาคต่างกัน เรียกว่า ปฏิกิริยาวิวิธพันธ์ (Heterogeneous Reaction) เช่น ปฏิกิริยาของลวดแมกนีเซียม (Mg) ในสารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) ให้ผลิตภัณฑ์คือ ก๊าซไฮโดรเจน ( $H_2$ ) ในลักษณะเช่นนี้ อัตราการเกิดปฏิกิริยาก็คงแตกต่างกัน

## 2. ความเข้มข้นของสารที่เราทำปฏิกิริยา

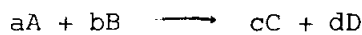
ในแง่ผลของความเข้มข้นต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี สามารถใช้ทฤษฎีการชน (Collision theory) เมื่อความเข้มข้นของสารเพิ่มขึ้น จำนวนอนุภาคของสารที่จะเข้าทำปฏิกิริยาก็มีมากขึ้น โอกาสที่จะเกิดปฏิกิริยาก็เป็นไปได้มากขึ้นเช่นกัน ดังนั้น เมื่อเพิ่มความเข้มข้นของสารตั้งต้น อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเร็วขึ้น ในทางตรงข้าม ถาลดความเข้มข้นของสารตั้งต้น อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะช้าลง แต่ไม่ใช่ทุกกรณี มีบางปฏิกิริยาเมื่อเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารบางตัว จะไม่ทำให้อัตราการเกิดปฏิกิริยาเปลี่ยนแปลง เพราะดังที่ได้อธิบายมาแล้วว่า ในการเกิดปฏิกิริยาอาจเกิดหลายขั้นตอนและในการคิดอัตราของปฏิกิริยา จะขึ้นอยู่กับขั้นตอนที่ช้าที่สุด และถ้าในขั้นตอนดังกล่าว สารที่เราเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นไม่ได้มีส่วนร่วมในปฏิกิริยาคง ก็ทำให้อัตราการเกิดปฏิกิริยาไม่เปลี่ยน เช่น ปฏิกิริยาระหว่างโซเดียมไฮโอซัลเฟต ( $Na_2S_2O_3$ ) กับกรดไฮโดรคลอริก (HCl)



จากการศึกษาพบว่า ในปฏิกิริยานี้ อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะขึ้นกับความเข้มข้นของโซเดียมไฮดรอกไซด์ ไม่ขึ้นกับความเข้มข้นของกรดไฮโดรคลอริก เพราะฉะนั้น เมื่อเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของกรดไฮโดรคลอริก อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะไม่เปลี่ยนแปลง ทั้งนี้ เพราะในขั้นตอนของปฏิกิริยาที่ช้าที่สุด (ขั้นกำหนดอัตรา) กรดไฮโดรคลอริกไม่ได้เกี่ยวข้อง

ในกรณีที่สารตั้งต้นมีมากกว่าหนึ่งชนิด อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี อาจขึ้นอยู่กับความเข้มข้นของสารตั้งต้นชนิดใดชนิดหนึ่งก็ได้ หรือ อาจจะขึ้นอยู่กับความเข้มข้นของสารตั้งต้นทุก ๆ ตัวก็ได้

ถ้าเราแสดงปฏิกิริยาทั่ว ๆ ไปว่า



สมการที่แสดงความสัมพันธ์ระหว่างอัตราเร็วกับความเข้มข้นของสารตั้งต้น โดยแสดงในรูป กฎอัตราเร็วดิฟเฟอเรนเชียล (Differential rate law) คือ

$$-\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = k[A]^n[B]^m \dots \dots \dots (1)$$

- เครื่องหมาย - แสดงถึง ปริมาณสาร A ที่ลดลง
- K คือ ค่าคงที่ของอัตราการเกิดปฏิกิริยา (Specific rate constant)
- n, m เป็นเลขยกกำลังของความเข้มข้นของสาร A และ B ตามลำดับ
- n เรียกว่า อันดับของปฏิกิริยาในแง่สาร A
- m เรียกว่า อันดับของปฏิกิริยาในแง่สาร B



$n+m$  เรียกว่า อันดับของปฏิกิริยารวม

$n+m = 1$  เรียกว่า ปฏิกิริยาอันดับ 1

$n+m = 2$  เรียกว่า ปฏิกิริยาอันดับ 2

$n, m$  ไม่ใช่สัมประสิทธิ์ของสาร A และ B ในปฏิกิริยา และไม่จำเป็นต้องเท่ากับ  $a, b$  ค่า  $n$  และ  $m$  ได้จากการทดลอง

ในกรณีที่ต้องการทราบค่า  $n$  โดยการควบคุมความเข้มข้นของสาร B ให้คงที่ แล้วเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสาร A แล้วหาค่า  $\frac{d[A]}{dt}$  โดยใช้ค่า  $\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$  โดยเมื่อ  $t$  มีค่าอย่างมาก ๆ จะได้ว่า

$$\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{[A]_2 - [A]_1}{t_2 - t_1}$$

หาค่า  $\frac{d[A]}{dt}$  ที่ความเข้มข้นต่าง ๆ ของ A จะหาค่า  $n$  ได้

ถ้า  $[A]$  เพิ่มขึ้น 2 เท่า  $\frac{d[A]}{dt}$  เพิ่มขึ้น 2 เท่า

$[A]$  เพิ่มขึ้น 3 เท่า  $\frac{d[A]}{dt}$  เพิ่มขึ้น 3 เท่า

แสดงว่า  $n = 1$

แต่ถ้า  $[A]$  เพิ่มขึ้น 2 เท่า  $\frac{d[A]}{dt}$  เพิ่มขึ้น 4 เท่า

$[A]$  เพิ่มขึ้น 3 เท่า  $\frac{d[A]}{dt}$  เพิ่มขึ้น 9 เท่า

แสดงว่า  $n = 2$

ค่า  $m$  ก็สามารถหาได้โดยทำนองเดียวกัน โดยควบคุมความเข้มข้นของสาร A ให้คงที่และเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสาร B

ค่าคงที่ K หาได้จาก

$$K = \frac{1}{[A]^n [B]^m} \frac{d[A]}{-a dt}$$

หรืออาจใช้ กฎอินทิเกรต (Integrate law) เข้ามาช่วย

โดยการวัด [A] ที่เวลา t ต่าง ๆ กัน แล้วเขียนกราฟระหว่าง

$\ln [A]$  กับ t รูปหนึ่งและระหว่าง  $\frac{1}{[A]}$  กับ t อีกรูปหนึ่ง

ถ้ากราฟรูปแรก เป็นกราฟเส้นตรง และรูปหลังเป็นเส้นโค้ง แสดงว่า n=1

" " "โค้ง" " "ตรง" " n=2

เมื่อ n=1 ความชันของเส้นตรง = -k

n=2 ความชันของเส้นตรง = k

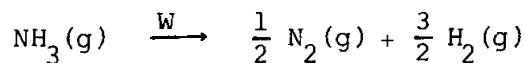
แต่ถ้าออกมาไม่เป็นเส้นตรงทั้งสองกรณี แสดงว่าเป็นปฏิกิริยาอันดับอื่น ๆ

ซึ่งมีความยุ่งยากมากขึ้น ในบางปฏิกิริยา อัตราของปฏิกิริยาไม่ขึ้นกับความเข้มข้นของ

ตัวทำปฏิกิริยา เช่น การสลายตัวของแก๊สแอมโมเนีย ที่มีโลหะทั้งสี่เป็นตัวคะตะลิสต์

แอมโมเนียจะเปลี่ยนเป็นแก๊สไนโตรเจนและไฮโดรเจนอย่างรวดเร็วบนผิวโลหะทั้งสี่

อัตราเร็วของปฏิกิริยาไม่ขึ้นกับความเข้มข้นหรือความดันของแก๊สแอมโมเนีย



$$-\frac{d}{dt} [\text{NH}_3] = k[\text{NH}_3]^0 = k$$

เป็นปฏิกิริยาอันดับศูนย์

ในกรณีที่เป็นแก๊ส การเพิ่มความดันที่อุณหภูมิคงที่ ทำให้ความเข้มข้นเพิ่มขึ้น ดังนั้น  
กรณีแก๊ส ความดันจะมีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา การบด (Grinding) ของแข็ง  
ทำให้มีพื้นที่ผิวมากขึ้น จึงเป็นการเร่งปฏิกิริยาการชน (stirring) อาจเป็นการเพิ่ม  
อัตราการเกิดปฏิกิริยา โดยทำให้สารมีโอกาสสัมผัสกันมากขึ้น

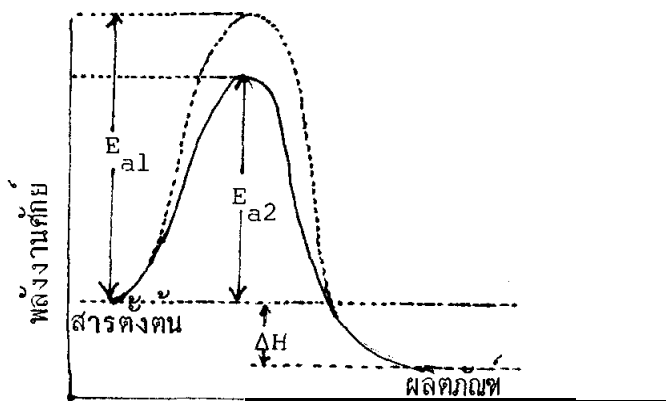
### 3. อุณหภูมิ

ผลของการเพิ่มอุณหภูมิให้กับปฏิกิริยาเคมี จะทำให้ความเร็วเฉลี่ยของ  
โมเลกุลเพิ่มขึ้น ผลที่สำคัญที่สุดของอุณหภูมิที่เพิ่ม คือจะไปเพิ่มพลังงานแก๊โมเลกุลมาก  
กว่าเพิ่มจำนวนของการชน ส่วนของโมเลกุลที่มีพลังงานเพียงพอ (มีพลังงานแอคติเวชัน)  
ที่จะเข้าทำปฏิกิริยา จะเพิ่มขึ้นมากอย่างรวดเร็ว แต่จากทฤษฎีการชนกันของอนุภาค  
แสดงให้เห็นว่า เมื่ออุณหภูมิเพิ่มขึ้น  $10^{\circ}\text{C}$  จะทำให้อัตราการชนกันของอนุภาคเพิ่มเพียง  
1. แต่ในทางปฏิบัติ พบว่าเมื่ออุณหภูมิเพิ่มขึ้น  $10^{\circ}\text{C}$  อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมีเพิ่มขึ้น  
ประมาณ 2 เท่า. จะต้องนำเรื่องการกระจายพลังงานของอนุภาคที่อุณหภูมิต่าง ๆ มา  
อธิบาย แต่ในบางกรณีมักเกิด thermal destruction ของโมเลกุลที่เกิดในระหว่าง  
ปฏิกิริยาหรือจากปฏิกิริยาย้อนกลับมี อัตราการเพิ่มเร็วกว่าปฏิกิริยาไปข้างหน้า แต่ทั้งนี้  
จะขึ้นกับชนิดของปฏิกิริยาเคมีที่ศึกษาควย

### 4. ตัวเร่งปฏิกิริยาหรือคะตะลิสต์

คะตะลิสต์เป็นสารที่ช่วยเพิ่มอัตราการเกิดปฏิกิริยา คะตะลิสต์สามารถ  
สลายตัวได้ และเกิดการเปลี่ยนแปลงชั่วคราว แล้วเมื่อปฏิกิริยาสิ้นสุดลงตัวคะตะลิสต์  
ก็กลับคืนเป็นสารเดิม ตัวคะตะลิสต์จะเข้าไปเกี่ยวข้องในการเปลี่ยนแปลงกลไกของ

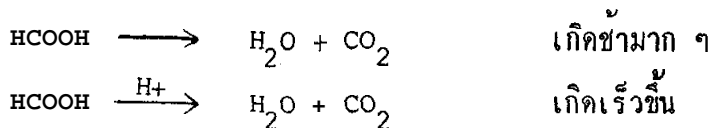
ปฏิกิริยา โดยจะไปลดพลังงานกระตุ้น (activation energy,  $E_{act}$ ) ของปฏิกิริยาให้ต่ำลง ค่ะตะลิสต์จะเข้าร่วมตัวกับสารตั้งต้นสารใดสารหนึ่งก่อน เพื่อจัดโครงสร้างให้เหมาะสมที่จะเกิดปฏิกิริยาได้ง่ายขึ้น เช่น การเติมแมงกานีสไดออกไซด์ ( $MnO_2$ ) เพื่อช่วยในการสลายตัวของโปตัสเซียมคลอเรต ( $KClO_3$ ) ด้วยความร้อน เป็นไปได้รวดเร็วยิ่งขึ้น หรือการสลายตัวของไฮโดรเจนเปอร์ออกไซด์ ( $H_2O_2$ ) ใต้น้ำและออกซิเจนถ้ามีแพลตตินัม (Pt) อยู่ด้วย ปฏิกิริยาจะเกิดได้เร็วขึ้น เพราะแพลตตินัมไปเปลี่ยนกลไกของปฏิกิริยา



ความก้าวหน้าของปฏิกิริยา

- $E_{a1}$  = พลังงานกระตุ้นของปฏิกิริยาที่ไม่มีต่อคะตะลิสต์
- $E_{a2}$  = พลังงานกระตุ้นของปฏิกิริยาที่มีต่อคะตะลิสต์

ตัวอย่างการสลายตัวของกรดฟอร์มิก ( $HCOOH$ )



ถ้าเติมกรดซัลฟูริก ( $H_2SO_4$ ) หรือกรดฟอสฟอริก ( $H_3PO_4$ ) ลงไปปฏิกิริยานี้จะเกิดได้เร็วขึ้น  $\therefore H^+$  ไอออนทำหน้าที่เป็นตัวคะตะลิสต์ในการสลายตัวของกรดฟอร์มิก

## การทดลอง

### 1. ผลของความเข้มข้นที่มีต่ออัตราของปฏิกิริยา

#### 1.1 ปฏิกิริยา Iodine-Clock Reaction

**สารเคมี สารละลาย A :** สารละลายโพตัสเซียมไอโอเดต เข้มข้น 0.02M (0.02M  $KIO_3$ )

**สารละลาย B :** สารละลายโซเดียมซัลไฟต์เข้มข้น 0.01M ในสารละลายกรดที่มีน้ำแบ่ง

#### 1. สารละลายผสมเบอร์ 1

ก. บีบสารละลาย A ใส่ลงในปิเปตขนาด 250 ลบ.ซม. จำนวน 10 ลบ.ซม.

เติมน้ำกลั่น จำนวน 40 ลบ.ซม. (โดยใช้กระบอกตวง) คนสารละลายให้เข้ากัน

ข. บีบสารละลาย B จำนวน 10 ลบ.ซม. ใส่ลงในหลอดทดสอบ เพื่อตรวจสอบความสะอาดในการเข้าทำปฏิกิริยา

ค. เทสารละลาย A (จากข้อ ก.) ลงในสารละลาย B (จากข้อ ข.) อย่างรวดเร็วพร้อมทั้งคนอย่างสม่ำเสมอ

ง. บันทึกเวลา เริ่มตั้งแต่เทสารละลาย A ลงในสารละลาย B จนกระทั่งเห็นสีน้ำเงินเกิดขึ้น

จ. ควรทำการทดลองซ้ำสองครั้ง แล้วหาค่าเฉลี่ยผลการทดลอง

2. เตรียมสารละลายผสมเบอร์ 2-5 จะดำเนินขั้นตอนในการทดลอง เช่นเดียวกับสารละลายผสมเบอร์ 1 แต่ปริมาณสารต่างๆ ที่จะใช้ในปฏิกิริยาจะเปลี่ยนแปลง

**สารละลายผสมเบอร์ 2** ผสมสารละลาย B จำนวน 20 ลบ.ซม. ลงในสารละลาย A จำนวน 10 ลบ.ซม. ที่มีน้ำกลั่น 30 ลบ.ซม.

**สารละลายผสมเบอร์ 3** ผสมสารละลาย B จำนวน 30 ลบ.ซม. ลงในสารละลาย A จำนวน 10 ลบ.ซม. ที่มีน้ำกลั่น 20 ลบ.ซม.

**สารละลายผสมเบอร์ 4** ผสมสารละลาย B จำนวน 30 ลบ.ซม. ลงในสารละลาย A จำนวน 20 ลบ.ซม. ที่มีน้ำกลั่น 10 ลบ.ซม.

สารละลายผสมเบอร์ 5 ผสมสารละลาย B จำนวน 30 ลบ.ซม. ลงในสารละลาย A  
จำนวน 30 ลบ.ซม.

## 2. ผลของอุณหภูมิที่มีต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา : การหาค่าพลังงานกระตุ้น

### 2.1 ปฏิกิริยา Iodine Clock Reaction

สารเคมี สารละลาย A : สารละลายปรัสเซียนไอโอเดตเข้มข้น 0.02M (0.02M  $KIO_3$ )

สารละลาย B : สารละลายโซเดียมซัลไฟด์เข้มข้น 0.01M ในสารละลายกรดที่มีน้ำแข็ง

#### 1. สารละลายผสมเบอร์ 1

ก. บีเปิดสารละลาย B ลงในบีกเกอร์ขนาด 250 ลบ.ซม. จำนวน 10 ลบ.ซม. ควบคุมอุณหภูมิไว้ที่  $0^{\circ}C$  โดยแช่ในอ่างบรรจุน้ำแข็ง

ข. บีเปิดสารละลาย A จำนวน 10 ลบ.ซม. ใส่ลงในหลอดทดสอบควบคุมอุณหภูมิไว้ที่  $0^{\circ}C$  เช่นเดียวกับข้อ ก.

ค. เมื่ออุณหภูมิในข้อ ก และ ข ได้ตามต้องการแล้ว ทำการผสมสารละลายทั้งสองอย่างรวดเร็วพร้อมทั้งคนอย่างสม่ำเสมอ

ง. บันทึกเวลา โดยเริ่มตั้งแต่เทสารละลาย A ลงในสารละลาย B จนกระทั่งเห็นสีน้ำเงินเกิดขึ้น

2. สารละลายผสมเบอร์ 2-6 เช่นเดียวกับสารละลายผสมเบอร์ 1 แต่เปลี่ยนจากอุณหภูมิ  $0^{\circ}C$  มาเป็น 10, 20 25, อุณหภูมิห้อง 35, 45 ตามลำดับ (ตามที่อาจารย์ผู้ควบคุมกำหนด)

การควบคุมอุณหภูมิ กรณีต่ำกว่าอุณหภูมิห้อง จะใช้น้ำแข็งเป็นตัวควบคุม ส่วนในกรณีสูงกว่าอุณหภูมิห้อง จะใช้น้ำอุ่น

ในกรณีหลัง สีที่จุดยุติจะออกเป็นสีน้ำตาลมากกว่าเป็นสีน้ำเงิน

กรณีอุณหภูมิห้อง ใช้ผลการทดลอง เรื่องผลของความเข้มข้นที่มีต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยาในสารละลายผสมเบอร์ 1 ได้เลย

## 2.2 ผลของอุณหภูมิที่มีต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา

### 2 ปฏิกิริยาของกรดออกซาลิกกับเปอร์มังกาเนตไอออน ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{MnO}_4^-$ )

#### สารเคมี

1. สารละลายกรดออกซาลิก 0.05M (0.05M  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ )
2. สารละลายกรดซัลฟูริก 0.05M (0.05M  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ )
3. สารละลายโพตัสเซียมเปอร์มังกาเนต 0.01M (0.01M  $\text{KMnO}_4$ )

#### 1. สารละลาย A

: นำสารละลาย 0.05M  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  จำนวน 5 ลบ.ซม. มาเติมน้ำกลั่นให้มีปริมาตร เป็น 25 ลบ.ซม.

#### 2. สารละลาย B

: นำสารละลาย 0.01M  $\text{KMnO}_4$  จำนวน 5 ลบ.ซม. มาเติมน้ำกลั่นให้มีปริมาตรเป็น 25 ลบ.ซม.

3. นำหลอดทดลองมา 1 หลอด หยดสารละลาย A 2 หยด สารละลาย 0.50M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  2 หยด และ สารละลาย B 1 หยด เขย่าให้เข้ากัน และเริ่มจับเวลาเมื่อหยดสารละลายสุดท้ายลงไปจนกระทั่งสารละลายเปลี่ยนเป็นไม่มีสี

4. นำหลอดทดสอบมา 1 หลอด หยดสารละลาย A 2 หยด, สารละลาย 0.50M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  2 หยด นำไป

ควบคุมอุณหภูมิตามที่กำหนด

กรณีที่ใช้อุณหภูมิต่ำกว่าอุณหภูมิห้อง ให้แช่หลอดทดสอบลงในอ่างน้ำแข็ง

กรณีที่ใช้อุณหภูมิสูงกว่าอุณหภูมิห้อง ให้แช่หลอดทดสอบลงในน้ำอุ่น

เป็นเวลา 10 นาที แล้วจึงนำหลอดทดสอบมาเติมสารละลาย B 1 หยด เขย่าให้เข้ากัน

บันทึกเวลาที่ใช้ในการที่สารละลายเปลี่ยนแปลงไม่มีสี บันทึกผลการทดลองตามตาราง

### 3. ผลของคะตะลิสต์ที่มีต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา

#### 3.1 ปฏิกิริยาของเปอร์มังกาเนตไอออนกับออกซาลेटไอออน

##### สารเคมี

1. สารละลายโพตัสเซียมเปอร์มังกาเนต 0.10M (0.10M  $\text{KMnO}_4$ )
2. สารละลายโซเดียมออกซาลेट เข้มข้น 0.10M (0.10M  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ )
3. สารละลายกรดซัลฟูริก เข้มข้น 0.10M (0.10M  $\text{H}_2\text{SO}_4$ )
4. สารละลายแมงกานีสซัลเฟต เข้มข้น 0.10M (0.10M  $\text{MnSO}_4$ )

##### วิธีการทดลอง

1. นำหลอดทดลองมา 1 หลอด เติมสารละลาย 0.10M  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  จำนวน 3 ลบ.ซม. เติมสารละลาย 0.10M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  1 หยด และสารละลาย 0.10M  $\text{KMnO}_4$  3 หยด พร้อมทั้งคนอย่างสม่ำเสมอ

สังเกตและบันทึกผลการทดลอง บันทึกเวลาที่สารละลายเปลี่ยนจากสีม่วงแดงจนไม่มีสี

\* **หมายเหตุ** ปฏิกิริยานี้อาจใช้เวลาหลายนาที นักศึกษาอาจจะวางหลอดทดสอบไว้ในที่วางหลอดทดสอบ แล้วทำการทดลองในตอนอื่นก่อน จึงค่อยย้อนกลับมาทำต่อ

2. เติมสารละลาย 0.1M  $\text{KMnO}_4$  3 หยด ลงในสารละลายหลอดที่ 1 บันทึกเวลาที่สีของ  $\text{KMnO}_4$  จางหายไป

ในข้อ 3, 4, 5 ทำการทดลองซ้ำกับข้อ 2 (ทำจนกระทั่งการฟอกจางสีของสารละลายเกิดขึ้นทันที จึงหยุดทำการทดลองต่อ)

6. นำหลอดทดสอบมาใหม่ 1 หลอด เติมสารละลาย 0.10M  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  จำนวน 3 ลบ.ซม. เติมสารละลาย 0.10M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  1 หยด และสารละลาย 0.1M  $\text{MnSO}_4$  จำนวน 9 หยด แล้วจึงเติมสารละลาย 0.1M  $\text{KMnO}_4$  3 หยด สังเกตและจับเวลาที่สีของสารละลาย จางหายไป

7. ให้เขียนกราฟระหว่างจำนวนหยดของ  $\text{KMnO}_4$  ที่เติมลงไปกับเวลาที่ใช้เป็นวินาทีจงอธิบายลักษณะกราฟที่ได้



### 3.2 ปฏิกิริยาของไอโอดีนไอออนกับไฮโดรเจนเปอร์ออกไซด์

#### สารเคมี

1. สารละลายปอตัสเซียมไอโอดีน 0.60M (0.60M KI)
2. สารละลายไฮโดรเจนเปอร์ออกไซด์ 10M (10M H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>)
3. สารละลายกรดซัลฟูริก 0.5M (0.50M H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)
4. สารละลายแอมโมเนียมโมลิบเดต 0.10M (0.10M (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>MoO<sub>4</sub>)
5. น้ำแป้ง 1 %

1. นำหลอดทดสอบมา 3 หลอด เตรียมสารละลายต่าง ๆ ดังนี้

**หลอดที่ 1** เติมสารละลาย 10M H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> จำนวน 10 หยด แล้วเติมน้ำกลั่นให้มีปริมาตร เป็น 10 ลบ.ซม.

**หลอดที่ 2** เติมสารละลาย 0.60M KI จำนวน 2 หยด แล้วเติมน้ำกลั่นให้มีปริมาตร เป็น 10 ลบ.ซม.

**หลอดที่ 3** เติมสารละลาย 0.10M (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>MoO<sub>4</sub> 2 หยด แล้วเติมน้ำกลั่นให้มีปริมาตร เป็น 10 ลบ.ซม.

2. นำหลอดทดสอบมา 1 หลอด หยด 0.5M H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 2 หยด น้ำแป้ง 2 หยด และเติมสารละลายที่เตรียมจากข้อ (1) ดังนี้ สารละลายไฮโดรเจนเปอร์ออกไซด์ 2 หยด และปอตัสเซียมไอโอดีน 1 หยด บันทึกผลการทดลอง

3. เติมสารละลายเช่นเดียวกับข้อ 2. แต่เติมสารละลายแอมโมเนียมโมลิบเดต 1 หยด ก่อนเติมสารละลายปอตัสเซียมไอโอดีน

วิธีการคำนวณ



คำนวณและบันทึกผลลงตามตารางดังนี้

สารละลายผสม	ความเข้มข้น		$-\Delta C_A$	$-\Delta C_B$	อัตราเร็วเฉลี่ย ( $\Delta C/\Delta t$ )	t เฉลี่ย (วินาที)	ค่าคงที่ของอัตรา (k)
	สารละลาย A, $C_A$ (M)	สารละลาย B, $C_B$ (M)	(M)	(M)			
1	0.004	0.002	0.002/3	0.002	$1.1 \times 10^{-5}$	60	687.5
2	0.004	0.004	0.004/3	0.004	$3.8 \times 10^{-5}$	35	
3	0.004	0.006	0.006/3	0.004	$1.0 \times 10^{-4}$	20	
4						40	
5						33	
6						60	

หมายเหตุ ตัวเลขที่ยกมานี้เป็นค่าสมมุติในบางค่า ให้นักศึกษาคำนวณจากผลการทดลองที่ได้จริง

ตัวอย่าง การคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลาย A และ B (สารละลายผสมเบอร์ 1)

สารละลาย A :  $\text{KIO}_3$  เข้มข้น 0.02 ---> นำมา 10 ลบ.ซม.

สารละลาย B :  $\text{NaHSO}_3$  เข้มข้น 0.01 M ---> นำมา 10 ลบ.ซม.

ผสมกันแล้วเติมน้ำกลั่นจนมีปริมาตรเป็น 50 ลบ.ซม

ความเข้มข้นของสารละลาย A ใน สารละลายผสม เบอร์ 1 คำนวณได้จาก

สารละลาย 1000 ลบ.ซม.	มีเนื้อ $\text{KIO}_3$	0.02	mol
สารละลาย 10 ลบ.ซม.	มีเนื้อ $\text{KIO}_3$	$\frac{0.02 \times 10}{1000}$	mol
ในสารละลายใหม่ 50 ลบ.ซม.	มีเนื้อ $\text{KIO}_3$	$\frac{0.02 \times 10}{1000}$	mol
สารละลาย 1000 ลบ.ซม.	มีเนื้อ $\text{KIO}_3$	$\frac{0.02 \times 1000 \times 10}{50 \times 1000}$	mol

ความเข้มข้นของสารละลาย A ใน สารละลายผสม เบอร์ 1 = 0.004 M

ความเข้มข้นของสารละลาย B ใน สารละลายผสม เบอร์ 2 คำนวณได้จาก

สารละลาย 1000 ลบ.ซม.	มีเนื้อ $\text{NaHSO}_3$	0.1	mol
สารละลาย 10 ลบ.ซม.	มีเนื้อ $\text{NaHSO}_3$	$\frac{0.1 \times 10}{1000}$	mol
ในสารละลายใหม่ 50 ลบ.ซม.	มีเนื้อ $\text{NaHSO}_3$	$\frac{0.1 \times 10}{1000}$	mol
สารละลายใหม่ 1000ลบ.ซม.	มีเนื้อ $\text{NaHSO}_3$	$\frac{0.1 \times 10 \times 1000}{1000 \times 5}$	mol

ความเข้มข้นของสารละลาย B ใน สารละลายผสม เบอร์ 2 = 0.002 M

การคำนวณความเข้มข้น(M)ของสารละลาย A,B ใน สารละลายผสม

= conc เดิม (M) X ปริมาตรที่นำมามาผสม(ลบ.ซม.)

50 (ปริมาตรใหม่. (ลบ.ซม.)

ตัวอย่าง การคำนวณการลดลงของความเข้มข้นของสาร B (NaHSO<sub>3</sub>) (-C<sub>B</sub>) หน่วย M

พิจารณาหาสมการที่เกิด จะสังเกตเห็นสีน้ำเงิน (I<sub>2</sub> ผสมน้ำแข็ง) เมื่อ NaHSO<sub>3</sub> ถูกใช้หมดไป

ความเข้มข้นของสาร B ที่ลดลง (- ΔC<sub>B</sub>) จึง เท่ากับความเข้มข้นของสารที่เริ่มต้น

กรณี สารละลายผสม 1: - ΔC<sub>B</sub> = ความเข้มข้นของสาร NaHSO<sub>3</sub> ใน สารละลายผสมที่ = 0.002 M

การคำนวณการลดลงของความเข้มข้นของสาร A (KIO<sub>3</sub>) (-C<sub>A</sub>) หน่วย M

พิจารณาจากสมการ

$$\text{จำนวนโมลของ IO}_3^- = 1/3$$

$$\text{จำนวนโมลของ HSO}_3^-$$

$$\text{จำนวนโมลของ IO}_3^- = \frac{\text{จำนวนโมลของ HSO}_3^-}{3} \dots\dots\dots (1)$$

3

$$\text{จำนวนโมลของ HSO}_3^- \text{ ใน สารละลายผสม 1} = \frac{0.002 \times 50 \text{ mol}}{1000} \dots\dots\dots (2)$$

1000

$$\text{จาก 1 และ 2 จำนวนโมลของ IO}_3^- \text{ ที่ใช้ในสารละลายผสม} = \frac{0.002 \times 50 \text{ mol}}{3 \times 1000}$$

3x1000

$$\text{ความเข้มข้นของ A (IO}_3^-) \text{ ที่ลดลง (- ΔC}_A) = \frac{0.002 \times 50 \times 1000}{3 \times 1000 \times 50}$$

3x 1000x50

$$= 0.002/3 \text{ M}$$

ตัวอย่าง การคำนวณอัตราเร็วเฉลี่ย (Ave Rate) ซึ่งจะสามารถคำนวณได้จากากรลดลง

A หรือ B ก็ได้ กรณีคิดจาก B จะได้ว่า

$$\text{rate} = -\frac{1dA}{1dt} = -\frac{1dB}{3dt}$$

$$= -\frac{1C_B}{3At}$$

$$= -1C_B$$

$$3t \text{เฉลี่ย}$$

กรณี สารละลายผสมที่ 1

$$\text{rate} = -\frac{1}{3} \frac{(0.002)}{60}$$

$$= -\frac{1}{3} \frac{0.002}{60}$$

$$= 1.1 \times 10^{-5} \text{ M/sec}$$

กรณีคิดจาก A

$$\text{rate} = \frac{1dA}{1dt}$$

$$= \frac{0.002}{3 \times 60} \times 1$$

$$= \frac{0.002}{180}$$

$$= 1.1 \times 10^{-5} \text{ M/sec}$$

ส่วนการคิด rate จะคิดจาก  $-C_A$  หรือ  $-C_B$  จะเป็นค่าเดียวกัน

ตัวอย่าง การคำนวณหาค่า อันดับของปฏิกิริยา (n,m)

$$\text{จาก rate} = \frac{1}{3} \frac{d[\text{HSO}_3^-]}{dt} = -\frac{1}{1} \frac{d[\text{HO}_3^-]}{dt} = K [\text{IO}_3^-]^m [\text{HSO}_3^-]^n$$

การหาค่า n 1) จากความสัมพันธ์ของ สารละลายผสม 1,2,3

$$\text{ความเข้มข้น B ใน สารละลายผสม 2, 1 จะเป็น 2 เท่า } \frac{0.004}{0.002} : \text{rate} = \frac{3.8 \times 10^{-5}}{1.1 \times 10^{-5}} = 4 \text{ เท่า}$$

$$\text{ความเข้มข้น B ในสารละลายผสม 3. 1 จะเป็น 3 เท่า } \frac{0.006}{0.002} : \text{rate} = \frac{1.0 \times 10^{-4}}{1.1 \times 10^{-5}} = 10 \text{ เท่า}$$

อันดับของปฏิกิริยาในแง่ของ B มีค่าเท่ากับ 2 (A คงที่)

หรือคิด 2) จากถ่วงน้ำหนักมารวมกัน (หาความสัมพันธ์จากสมการ)

ใน สารละลายผสม 1 และ 2

$$\text{Ave rate ใน สารละลายผสม 1} = K[A]^m[B]^n$$

Ave rate ใน สารละลายผสม 2

$$\frac{1.1 \times 10^{-5}}{3.8 \times 10^{-5}} = \frac{K(0.004)^m (0.002)^n}{K(0.004)^m (0.004)^n}$$

$$\text{take log log } 0.2894 = n \log 0.002 - n \log 0.004$$

$$-0.5385 = n (-2.6990 - 2.39791)$$

$$n = 1.8 \approx 2$$

อันดับของปฏิกิริยาในแง่ของสาร B คือ n = 2

การหาค่า m. คิดจากความสัมพันธ์ สารละลายผสม 4-6 ในทำนองเดียวกัน

ตัวอย่าง. การคำนวณหาค่า K จาก สารละลายผสม 1

$$\text{rate} = K[A]^m[B]^n$$

สมมุติคิดค่า m=1, n=2

$$1.1 \times 10^{-5} = K(0.004)^1(0.002)^2$$

$$K = 687.5$$

รายงานการทดลอง

ปฏิบัติการเคมีเรื่อง..... วันที่ทำการทดลอง.....  
 ชื่อผู้ทำการทดลอง..... รหัส..... เลขที่.....  
 ชื่อผู้ร่วมทำการทดลอง..... รหัส..... เลขที่.....  
 กลุ่มปฏิบัติการ..... section.....  
 อาจารย์ผู้ควบคุม 1. ....  
 2. ....  
 3. ....

ผลการทดลอง

1.1 ตารางบันทึกผลการทดลอง : ผลของความเข้มข้นที่มีต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา

สารละลายผสม	สารละลาย B (ลบ. ชม)	สารละลาย A (ลบ. ชม)	น้ำกลั่น (ลบ. ชม)	เวลาที่ใช้(วินาที)		
				ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	เฉลี่ย
1.	10	10	40	1		
2.	20	10	30			
3.	30	10	20			
4.	30	20	10			
5.	30	30	0			

คำนวณและบันทึกผลลงตามตารางดังนี้

สารละลายผสม	ความเข้มข้น		$-\Delta C_A$	$-\Delta C_B$	อัตราเร็วเฉลี่ย ( $\Delta C/\Delta t$ )	ค่าคงที่ของอัตรา (k)
	สารละลาย A $C_A(M)$	สารละลาย B $C_B(M)$				
1						
2						
3						
4						
6						
6						

1. จงคำนวณหาอันดับของปฏิกิริยา

1. ในแง่ของสารละลาย A

.....

.....

.....

.....

.....

2. ในแง่ของสารละลาย B

.....

3. อันดับของปฏิกิริยารวม

.....



2. พล็อตกราฟระหว่างค่าเฉลี่ยของอัตราเร็ว (Average rate) เป็นแกนตั้งกับความเข้มข้นเริ่มต้นของสารละลาย A เป็นแกนนอน และหาค่าความชันของเส้นตรง ซึ่งจะเป็นค่าคงที่ ของอัตรา

3. คำนวณหาค่าคงที่ของอัตราที่เกิดปฏิกิริยาจากสูตร

.....  
.....  
.....  
.....  
.....  
.....

4. จงเปรียบเทียบความเข้มข้นสัมพัทธ์ของ ไอโอเดตไอออน ( $\text{IO}_3^-$ ) กับซัลไฟต์ ( $\text{SO}_3^{2-}$ ) ในสารละลายผสมเบอร์ 1, 2, 3

.....

5. จากการสังเกตสารละลายผสมเบอร์ 1, 2 และ 3 จงอธิบายความสัมพันธ์ ระหว่าง ความเข้มข้นของซัลไฟต์ไอออน  $\text{SO}_3^{2-}$  กับอัตราของปฏิกิริยา

.....  
.....  
.....

6. เช่นเดียวกับข้อ 2 จงอธิบายความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นของไอโอดेटไอออน  $\text{IO}_3^-$  กับอัตราของปฏิกิริยา

.....

7. เปรียบเทียบความเข้มข้นของ ไอโอดेटไอออนกับซัลไฟต์ไอออน ในสารละลายผสมเบอร์ 1 และเบอร์ 6

.....

.....

.....

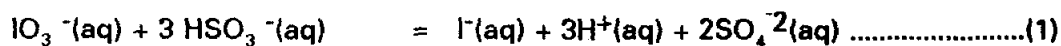
8. อัตราการเกิดปฏิกิริยาในสารละลายผสมเบอร์ 6 เปรียบเทียบกับเบอร์ 1 เป็น อย่างไร

.....

.....

การอธิบาย

อัตราการเกิดปฏิกิริยาขึ้นอยู่กับความเข้มข้นของสารที่เข้าทำปฏิกิริยา ในการทดลองนี้ขึ้นอยู่กับปฏิกิริยารวมดังนี้



ในปฏิกิริยาที่สองจะเกิดขึ้นทันทีเมื่อ  $\text{HSO}_3^-$  ไอออนทำปฏิกิริยาหมดไป

2.1 ตารางบันทึกผลการทดลอง : ผลของอุณหภูมิที่มีต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา

สารละลายผสม	อุณหภูมิ ( $^{\circ}\text{C}$ )	สารละลาย A (ลบ. ซม.)	สารละลาย B (ลบ. ซม.)	น้ำกลั่น (ลบ. ซม.)	เวลาที่ใช้(วินาที)			1/t
					ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	เฉลี่ย	
1								
2								
3								
4								
5								
6								

1. ผลของการเปลี่ยนอุณหภูมิในสารละลายผสมเบอร์ 1. และ 2 มีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยาหรือไม่อย่างไร

.....

.....

2. ถ้าหากว่าในการทดลองเราใช้สารละลาย A จำนวน 20 ลบ.ซม. และสารละลาย B จำนวน 20 ลบ.ซม. ในน้ำกลั่น 60 ลบ. ซม. ที่อุณหภูมิห้องเวลาที่ใช้ในการเกิดปฏิกิริยาเคมีควรจะเป็นอย่างไร

.....

.....

.....

3. พล็อตกราฟระหว่าง ค่าลอการิทึมของเวลา 1/t กับส่วนกลับของอุณหภูมิ ( 1/T ในหน่วยเคลวิน) หาค่าความชันของเส้นตรง

4. จากความสัมพันธ์  $\ln \frac{k_1}{k_2} = -\frac{E_a}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$

K = ค่าคงที่ของอัตรา (rate constant)

$E_a$  = พลังงานกระตุ้น (activation energy )

T = อุณหภูมิ

เมื่อความเข้มข้นคงที่ อัตราการเกิดปฏิกิริยา (r) จะเป็นปฏิภาคกับ K ดังนั้น log K จะเป็นปฏิภาคกับ

$\log 1/T$

จาก  $\frac{\text{rate}_1}{\text{rate}_2} = \frac{t_1}{t_2} = \frac{k_2}{k_1}$

จะได้ว่า  $\log \frac{t_2}{t_1} = \frac{E_a}{2.3R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$

จงคำนวณหาค่า  $E_a$  จาก

4.1 ความชันที่ได้จากการพล็อตกราฟในข้อ 3

.....

.....

4.2 คำนวนจากสมการในข้อ 4

.....

.....

.....

.....

.....

5. จงคำนวณ การเพิ่มของอัตราการศึกษาเคมี เมื่ออุณหภูมิเปลี่ยนจาก 298 K ไปเป็น 308 K

.....

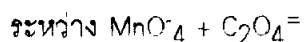
.....

6. จากกราฟในข้อ 3 จงหาอัตราของปฏิกิริยาที่เพิ่มจริงตามการทดลองเมื่ออุณหภูมิเปลี่ยน จาก 298 K ไปเป็น 308 K

2.2 ตารางบันทึกผลการทดลอง : ผลของอุณหภูมิมีต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา

หลอด ที่	อุณหภูมิ (°C)		จำนวนหยด			เวลาที่ใช้ (วินาที)		
	เสนอแนะ	ทดลอง จริง	สาร ละลาย A	0.50M H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	สาร ละลาย B	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	เฉลี่ย
1	0							
2	15							
3	25							
4	35							
5	40							
6	50							

3.1 ตารางบันทึกผลการทดลอง : ผลของคะตะลิสต์ที่มีต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา



ครั้งที่	หลอดทดสอบ ที่	ปริมาตรของ 0.1M Na <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	จำนวนหยดของ			เวลา (วินาที)
			0.1M H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0.1M MnSO <sub>4</sub>	0.1M KMnO <sub>4</sub>	
1	1	3	1		3	
3	2	1	1		6	
		3	1		9	
4	1	3	1		12	
5	1	3	1		15	
6	2	3	1	9	3	

วิเคราะห์ผลการทดลองและความ

1. จงเขียนกราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนหยดของ KMnO<sub>4</sub> ที่เติมลงไป กับเวลาที่ใช้เป็นวินาที

2. จงอธิบายลักษณะกราฟที่ได้ และอธิบายความแตกต่างของเวลาที่ใช้ในการเติม สารละลาย KMnO<sub>4</sub> 5 ครั้ง

.....

3. เมื่อเติมสารละลาย  $MnSO_4$  ลงไป เวลาที่ใช้ในการเกิดปฏิกิริยาเป็นอย่างไร

.....  
.....  
.....  
.....

4. จงอธิบายบทบาทของสารละลาย  $MnSO_4$  ที่มีต่อปฏิกิริยานี้

.....  
.....  
.....  
.....  
.....

5.  $SO_4^{2-}$  ไอออนมีผลกระทบต่อปฏิกิริยาหรือไม่ อธิบาย

.....  
.....  
.....  
.....  
.....

3.2 ตารางบันทึกผลการทดลอง : ผลของคะตะลิสต์ที่มีต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา ระหว่างโปตัสเซียมไอโอไดน์กับไฮโดรเจนเปอร์ออกไซด์

หลอดที่	จำนวนหยดของ					การสังเกต
	0.1M H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	น้ำแข็ง	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> MoO <sub>4</sub>	KI	
1	2	2	2	-	1	
2	2	2	2	1	1	

1. อธิบายความแตกต่างของเวลาที่ใช้ในการเกิดปฏิกิริยาของสารละลายในหลอดทดสอบที่ 1 และ 2

.....  
 .....  
 .....  
 .....  
 .....

2. ตัวคะตะลิสต์ จะมีผลอย่างไรต่อความเข้มข้นที่สภาวะสมดุล

.....  
 .....  
 .....  
 .....  
 .....



3. เมื่อเติมสารละลาย  $MnSO_4$  ลงไป เวลาที่ใช้ในการเกิดปฏิกิริยาเป็นอย่างไร

.....  
.....  
.....  
.....  
.....

4. จงอธิบายบทบาทของสารละลาย  $MnSO_4$  ที่มีต่อปฏิกิริยานี้

.....  
.....  
.....  
.....  
.....

5.  $SO_4^{2-}$  ไออนอนมีผลกระทบต่อปฏิกิริยาหรือไม่ อธิบาย

.....  
.....  
.....  
.....  
.....

3.2 ตารางบันทึกผลการทดลอง : ผลของคะตะลิสต์ที่มีต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยาระหว่างโพตัสเซียมไอโอไดด์กับไฮโดรเจนเปอร์ออกไซด์

หลอดทดลองที่	จำนวนหยดของ 0.5M H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	จำนวนหยดของน้ำแข็ง	จำนวนหยดของ H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	จำนวนหยดของสารละลาย (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> MoO <sub>4</sub>	จำนวนหยดของสารละลาย KI	เวลาที่ใช้
1	2	2	2	-	1	
2	2	2	2	1	1	

1. อธิบายความแตกต่างของเวลาที่ใช้ในการเกิดปฏิกิริยาของสารละลายในหลอดทดลองที่ 1 และ 2

.....

.....

.....

.....

2. ตัวคะตะลิสต์ จะมีผลอย่างไรต่อความเข้มข้นที่สภาวะสมดุล

.....

.....

.....

.....