

การทดลองที่ 8

ผลของความเข้มข้นของสารตั้งต้นที่มีต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา

(Effect of concentration on rate of reaction)

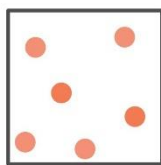
วัตถุประสงค์

1. เพื่อศึกษาปัจจัยที่มีผลต่อปฏิกิริยาเคมี
2. เพื่อศึกษาผลของความเข้มข้นที่มีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี

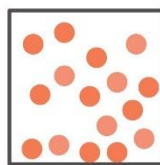
หลักการ

จลนศาสตร์เคมี (Chemical kinetics) คือสาขาของเคมีที่ศึกษาและวิเคราะห์กระบวนการการเปลี่ยนแปลงของสสาร หรือสถานะของสสารโดยดูถึงความเร็วของการเปลี่ยนแปลง การศึกษาเกี่ยวกับปัจจัยที่มีผลต่อความเร็วของปฏิกิริยาเคมี รวมถึงการกำหนดความเร็วของปฏิกิริยา เปรียบเทียบความเร็วของปฏิกิริยาที่แตกต่างกัน และวิเคราะห์ผลกระทบของปัจจัยต่างๆ ที่สามารถมีผลต่อความเร็วของปฏิกิริยาเคมี โดยมุ่งศึกษาในแง่อัตราเร็ว (Rate) และกลไก (Mechanism) ของปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้น เมื่อสารตั้งต้น (Reactant) เปลี่ยนไปเป็นผลิตภัณฑ์ (Product) ในการพิจารณาว่าปฏิกิริยาดำเนินไปเร็วหรือช้าเพียงใด จะต้องพิจารณาในรูปของอัตราที่มีการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้น การศึกษาที่ลึกถึงจลนศาสตร์เคมีจะช่วยให้เข้าใจปัจจัยของเงื่อนไขที่มีผลต่อการเปลี่ยนแปลงของสสารและการออกฤทธิ์ของปฏิกิริยาเคมีในสถานการณ์ต่างๆ ได้ดีขึ้น เช่น การควบคุมความเร็วของปฏิกิริยาที่สำคัญในการออกฤทธิ์สารเคมีในกระบวนการอุตสาหกรรม การผลิตสารเคมีที่เหมาะสม และการทำให้สินค้าออกฤทธิ์ที่ต้องการในการผลิตเคมีอุตสาหกรรมอื่นๆ เป็นต้น [1] ปัจจัยที่มีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี [2, 3, 4]

- 1) ธรรมชาติของสารตั้งต้นที่เข้าทำปฏิกิริยา (Nature of reactant) สารแต่ละชนิดที่เข้าทำปฏิกิริยามีสมบัติแตกต่างกัน ซึ่งส่งผลให้สารผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นมีความแตกต่าง ยกตัวอย่างเช่น การทำปฏิกิริยาที่เกี่ยวข้องกับแก๊สทั้งคู่มักจะเกิดขึ้นเร็วกว่าการทำปฏิกิริยาที่เกี่ยวข้องกับสารที่อยู่ในสถานะที่แตกต่างกัน
- 2) ความเข้มข้นของสารตั้งต้นที่เข้าทำปฏิกิริยา (Concentration) มีผลในการเพิ่มหรือลดความเร็วของปฏิกิริยาเคมี ถ้าสารตั้งต้นมีความเข้มข้นสูงมาก ปฏิกิริยาจะเกิดเร็วขึ้น เนื่องจากความเข้มข้นสูงของสารทำให้อนุภาคของสารอยู่ใกล้กันมากขึ้น ซึ่งเพิ่มโอกาสให้อนุภาคของสารชนกันและเกิดปฏิกิริยาได้รวดเร็วมากขึ้นดังรูปที่ 8.1 เช่น การทำปฏิกิริยาระหว่างโลหะกับกรด ถ้าใช้กรดที่มีความเข้มข้นสูงเป็นสารตั้งต้น จะทำให้โลหะถูกกัดกร่อนเร็วขึ้นเนื่องจากความเข้มข้นสูงนี้เพิ่มโอกาสให้โลหะสัมผัสกับกรดและเกิดปฏิกิริยาได้รวดเร็วมากขึ้น



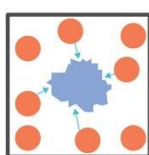
ความเข้มข้น
ของตัวทำละลายน้อย



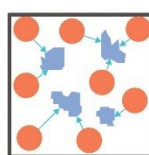
ความเข้มข้น
ของตัวทำละลายมาก

รูปที่ 8.1 แบบจำลองโอกาสการชนเมื่อความเข้มข้นต่างกัน [5]

- 3) พื้นที่ผิวของสาร (Surface area) มีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยาโดยพื้นที่ผิวของสารยิ่งมากเท่าใดจะทำให้อัตราการเกิดปฏิกิริยาเกิดเร็วขึ้นดังรูปที่ 8.2 เนื่องจากมีพื้นที่ให้ปฏิกิริยาเกิดขึ้นมากขึ้น



ตัวถูกละลายชิ้นใหญ่
ทำให้พื้นที่ผิวน้อย



ตัวถูกละลายชิ้นเล็ก
ทำให้พื้นที่ผิวมาก

รูปที่ 8.2 แบบจำลองการเกิดปฏิกิริยาเมื่อพื้นที่ผิวของสารต่างกัน [5]

- 4) อุณหภูมิ (Temperature) มีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยาโดยอุณหภูมิยิ่งสูง ปฏิกิริยาจะยิ่งเกิดขึ้นเร็ว ดังรูปที่ 8.3 ไม่ว่าจะปฏิกิริยาดูดหรือคายความร้อนก็ตาม



25 °C



35 °C

ตัว(ถู)ละลาย
ตัวทำละลาย

ตัว(ถู)ละลาย
ตัวทำละลาย

รูปที่ 8.3 แบบจำลองการเกิดปฏิกิริยาเมื่ออุณหภูมิต่างกัน [5]

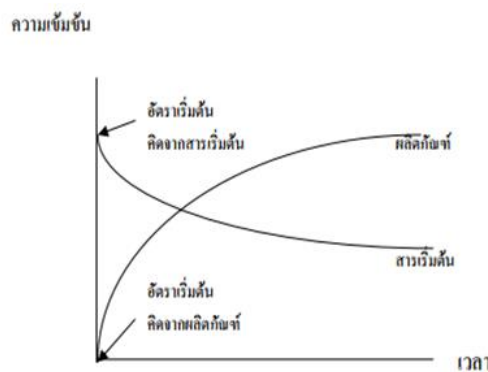
- 5) อิทธิพลของสารจากภายนอก
- I. ตัวเร่งปฏิกิริยา (Catalysts) คือสารที่เติมลงไปในปฏิกิริยาทำให้อัตราการเกิดปฏิกิริยาเกิดเร็วขึ้น และเมื่อสิ้นสุดปฏิกิริยาแล้วจะได้กลับคืนมาในขนาดและปริมาณเดิม
 - II. ตัวยับยั้งปฏิกิริยา (Inhibitors) คือสารที่เติมลงไปในปฏิกิริยาแล้วทำให้อัตราการเกิดปฏิกิริยาช้าลง และเมื่อสิ้นสุดปฏิกิริยาแล้วจะได้กลับคืนมาเหมือนเดิม

อัตราการเกิดปฏิกิริยา (Reaction rate) หมายถึงจำนวนโมลของสารตั้งต้นที่ถูกทำปฏิกิริยาไป หรือผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นต่อหนึ่งหน่วยเวลา โดยวัดเป็นความเข้มข้นในหน่วยโมลต่อลิตร (M) ของสารหนึ่งสารใดที่เปลี่ยนไปต่อหน่วยเวลา (t) เป็นวินาที (s) อัตราการเกิดปฏิกิริยาจึงมีหน่วยเป็น $M \cdot s^{-1}$ [6, 7]

เมื่อพิจารณาปฏิกิริยาต่อไปนี้



เมื่อ A, B เป็นสารที่เข้าทำปฏิกิริยา และ P เป็นผลิตภัณฑ์ ในการเกิดปฏิกิริยา ความเข้มข้นของสาร A และสาร B จะลดลง ส่วนความเข้มข้นของสาร P ซึ่งเป็นผลิตภัณฑ์จะเพิ่มขึ้น สามารถนำมาเขียนกราฟได้ดังรูปที่ 8.4



รูปที่ 8.4 การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารที่เข้าทำปฏิกิริยา [8]

อัตราการเกิดปฏิกิริยา (rate; r) จึงเขียนในรูปการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นต่อหน่วยเวลา ดังนี้

$$r = \frac{\Delta M}{\Delta t}$$

เมื่อ r = อัตราการเกิดปฏิกิริยา

M = ความเข้มข้นในหน่วยโมลต่อลิตร (M)

t = เวลา (s)

เนื่องจากการเปลี่ยนของความเข้มข้นของสารในเวลาต่างๆ จะไม่คงที่ ดังนั้นจึงนิยมเขียนอัตราการเกิดปฏิกิริยาในรูปของสมการดิฟเฟอเรนเชียล ดังนี้

$$r = \frac{d[M]}{dt}$$

เมื่อพิจารณาปฏิกิริยาใดๆ $aA + bB \rightarrow cC + dD$ โดยที่ a, b, c และ d เป็นจำนวนโมลของสาร A, B, C และ D ตามลำดับ จะเขียนอัตราการเกิดปฏิกิริยาในเทอมของการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสาร A, B, C และ D ได้ดังนี้

$$r = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt}$$

โดยที่ เครื่องหมาย [] แสดงถึงความเข้มข้นของสารนั้นๆ ในหน่วย โมลาร์ (M)

เครื่องหมาย - แสดงถึงอัตราการลดความเข้มข้นของสาร

เครื่องหมาย + แสดงถึงอัตราการเพิ่มความเข้มข้นของสาร

อัตราการเกิดปฏิกิริยา ขึ้นอยู่กับความเข้มข้นของสารที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยา สามารถเขียนอัตราการเกิดปฏิกิริยาในรูปของความเข้มข้นของสารตั้งต้นที่มีอิทธิพลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยาได้ในรูป กฎอัตรา (Rate law) หรือ สมการอัตรา (Rate equation) ดังนี้

$$r = k[A]^x [B]^y$$

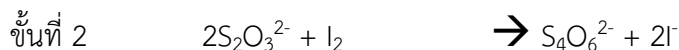
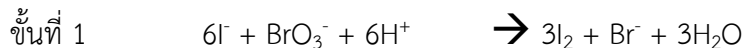
เมื่อ k คือค่าคงที่อัตราเฉพาะปฏิกิริยา (Specific rate constant) ในแต่ละปฏิกิริยาจะมีค่า k เฉพาะที่อุณหภูมินั้นๆ ค่า k บอกให้ทราบถึงอัตราของปฏิกิริยานั้น ถ้าค่า k มาก แสดงว่าปฏิกิริยานั้นเกิดได้ดี

x, y คืออันดับของปฏิกิริยา เมื่อเทียบกับความเข้มข้นของสาร A และ B ตามลำดับ มีค่าเป็น 0, 1, 2, 3, ... ซึ่งหาได้จากการทดลองเท่านั้น และอันดับรวมของปฏิกิริยามีค่าเท่ากับ $x+y$

[A] และ [B] คือความเข้มข้นของสาร A และ B ที่เข้าทำปฏิกิริยากันมีหน่วยเป็น M (Molar)

ซึ่งในการทดลองนี้จะศึกษาถึงปัจจัยชนิดเดียวเท่านั้นคือ ความเข้มข้นของสารตั้งต้นที่เข้าทำปฏิกิริยาที่มีสารตั้งต้น คือ I^- , BrO_3^- และ H^+ ได้ผลิตภัณฑ์เป็น I_2 , Br^- และ H_2O เมื่อผสมสารตั้งต้นพร้อมกับเติม $S_2O_3^{2-}$ (Thiosulfate ion) กับน้ำแบ่งลงไป I_2 ที่เกิดขึ้นจะทำปฏิกิริยาอย่างรวดเร็วกับ $S_2O_3^{2-}$ ที่ใส่ลงในปฏิกิริยาเพียงเล็กน้อย แต่ทราบปริมาณที่แน่นอน เกิดเป็น $S_4O_6^{2-}$ (Tetrathionate ion) และ I^- เมื่อจำนวน $S_2O_3^{2-}$ ในสารละลายทำปฏิกิริยาหมดไป I_2 ที่เหลืออยู่จะทำปฏิกิริยากับน้ำแบ่งทันที ได้สีน้ำเงินของสารเชิงซ้อนของแบง์ไอโอดีน

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นในแต่ละขั้นเป็นดังนี้



ขั้นที่ 3 เมื่อ $2S_2O_3^{2-}$ หมดไป I_2 ที่เหลือจะทำปฏิกิริยากับน้ำแบ่ง ได้สารเชิงซ้อนของแบง์ไอโอดีน

ดังนั้น การวัดช่วงเวลาการเกิดปฏิกิริยา จะวัดตั้งแต่เริ่มสารทำปฏิกิริยาจนกระทั่งสารละลายเปลี่ยนจากสีใสไม่มีสีเป็นสีน้ำเงิน

อุปกรณ์

1. บีกเกอร์ขนาด 100 mL
2. นาฬิกาจับเวลา
3. เทอร์โมมิเตอร์

สารเคมี

1. สารละลายโพแทสเซียมโบรเมต 0.04M (Potassium bromate; KBrO_3)
2. สารละลายโพแทสเซียมไอโอไดด์ 0.02M (Potassium iodide; KI)
3. สารละลายโซเดียมไทโอซัลเฟต 0.002M (Sodium thiosulfate; $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)
4. กรดไฮโดรคลอริก 0.1M (Hydrochloric acid; HCl)
5. 2% น้ำแป้ง

วิธีการทดลอง

1. ตวงสารละลายแต่ละชุดของการทดลองตามชนิดและปริมาณที่กำหนดในตารางข้างล่าง ใส่ในบีกเกอร์ขนาด 100 mL (โดยแต่ละการทดลองจะใช้บีกเกอร์ 2 ใบ โดยแบ่งเป็นบีกเกอร์ A กับ B)
2. เทสารละลายในบีกเกอร์ A ลงในบีกเกอร์ B ของแต่ละการทดลอง เริ่มจับเวลา และเทของผสมกลับลงในบีกเกอร์ A อีกครั้งหนึ่งเพื่อให้สารผสมกันทั่วถึง จุ่มเทอร์โมมิเตอร์ลงในบีกเกอร์ของสารละลายผสมเพื่อวัดอุณหภูมิ สังเกตสีและบันทึกเวลา (ในหน่วยวินาที) เมื่อสารละลายเปลี่ยนเป็นสีน้ำเงิน

การทดลองที่	บีกเกอร์ A					บีกเกอร์ B	ปริมาตรรวม (mL)
	0.02M KI (mL)	0.1M HCl (mL)	H_2O (mL)	0.002M $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (mL)	2% น้ำแป้ง (mL)	0.04M KBrO_3 (mL)	
1	5	10	10	10	5	10	50
2	10	10	5	10	5	10	50
3	5	10	-	10	5	20	50
4	5	20	-	10	5	10	50

รายงานผลการทดลองที่ 8 ผลของความเข้มข้นของสารตั้งต้นที่มีต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา
(Effect of concentration on rate of reaction)

Beaker	[KI] (M)	[HCl] (M)	[KBrO ₃] (M)	เวลา (min)
1	0.002			
2				
3				
4				

แสดงการคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลาย

ตัวอย่างค่าคำนวณ [KI] ที่ Beaker 1

จากสูตร $C_1V_1 = C_2V_2$

$$0.02 \times 5 = C_2 \times 50$$

$$C_2 = 0.002 \text{ M}$$

สรุปและวิจารณ์ผลการทดลอง



อ้างอิง

- [1] ฌปภัช จรรย์านูร์ตัน, “จลนศาสตร์เคมี,” *สรุปเคมี A-LEVEL*, กรุงเทพฯ, จรรย์านูร์ตัน ฌรัฐชนน, 2566, p. 98.
- [2] ปิตุพร พิมพาเพชร, “ปัจจัยที่มีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี,” *ทรูปลูกปัญญา*, 6 8 2021. [Online]. Available: <https://www.truelookpanya.com/learning/detail/34048>. [Accessed 18 10 2023].
- [3] สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี กระทรวงศึกษาธิการ, บทที่ 8 อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี, กรุงเทพฯ: สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี กระทรวงศึกษาธิการ, 2560.
- [4] CHULATUTOR.COM, “อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี คืออะไร,” CHULATUTOR.COM, [Online]. Available: <https://www.chulatutor.com/blog/%E0%B9%80%E0%B8%84%E0%B8%A1%E0%B8%B5-%E0%B8%AD%E0%B8%B1%E0%B8%95%E0%B8%A3%E0%B8%B2%E0%B8%81%E0%B8%B2%E0%B8%A3%E0%B9%80%E0%B8%81%E0%B8%B4%E0%B8%94%E0%B8%9B%E0%B8%8F%E0%B8%B4%E0%B8%81%E0%B8%B4%E0%B8%A3%E0%B8%B4%E0%B8%A2%E0%B8>. [Accessed 18 10 2023].
- [5] ทรูปลูกปัญญา, “ปัจจัยที่มีผลต่อการละลาย,” 21 10 2019. [Online]. Available: <https://www.truelookpanya.com/lite/knowledge/view/33077>.
- [6] ฌปภัช พิมพีดี, “อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี (Reaction rate),” *คลังความรู้ SciMath*, 8 6 2017. [Online]. Available: <https://www.scimath.org/lesson-chemistry/item/7191-reaction-rate>. [Accessed 23 8 2023].
- [7] มหาวิทยาลัยราชภัฏยะลา, “จลนศาสตร์เคมี (Chemical Kinetics) ในเรื่องของเทอร์โมไดนามิกส์,” 5 2021. [Online]. Available: <https://old.elearning.yru.ac.th/mod/resource/view.php?id=47224>. [Accessed 23 8 2023].
- [8] ผู้ช่วยศาสตราจารย์ ดร. แหลมทอง ชื่นชม, เอกสารประกอบการสอน อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี (จลนศาสตร์เคมี), 2020.