



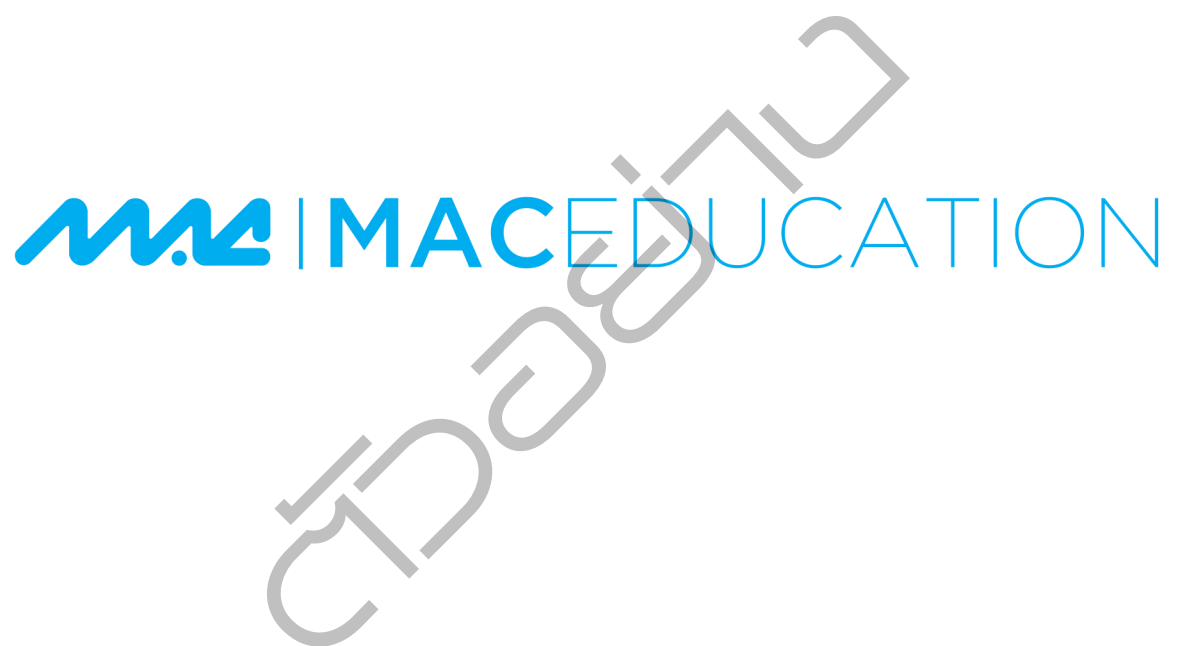
เคมีพื้นฐานและเพิ่มเติม

ใหม่

ตรงตามหลักสูตรแกนกลาง พ.ศ. 2551

ม.5



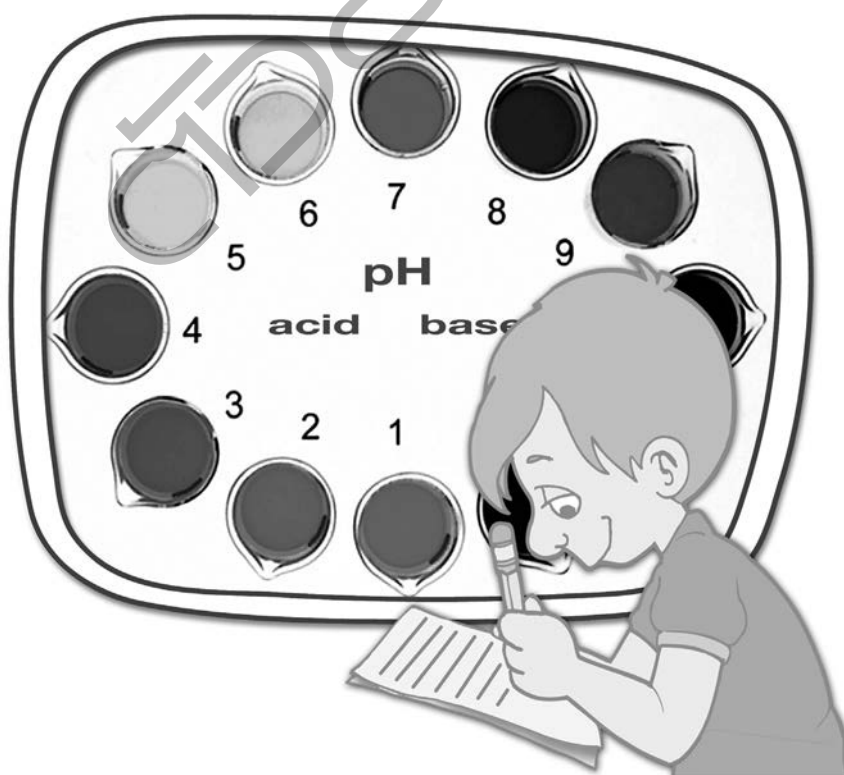


ขยันก่อนสอบ

เคมีพื้นฐานและเพิ่มเติม ม.5

สอดคล้องกับหลักสูตรการศึกษาขั้นพื้นฐาน พ.ศ. 2544 และ
หลักสูตรแกนกลางการศึกษาขั้นพื้นฐาน พ.ศ. 2551 ของกระทรวงศึกษาธิการ

- ☑️ ครอบคลุมเนื้อหาสาระการเรียนรู้เคมีพื้นฐานและเพิ่มเติม ม.5 เข้าใจง่าย ตรงประเด็น
- ☑️ ฝึกกับแบบทดสอบพร้อมเฉลย ผู้ใช้สามารถประเมินผลได้ด้วยตนเอง
- ☑️ เหมาะสำหรับเตรียมความพร้อมในการสอบเก็บคะแนน สอบกลางภาค สอบปลายภาค และเพิ่มความมั่นใจก่อนลงสนามสอบ **O-NET**



ขยันก่อนสอบ

เคมีพื้นฐานและเพิ่มเติม ม.5

คณิตา ตังคณานุรักษ์.

ขยันก่อนสอบ เคมีพื้นฐานและเพิ่มเติม ม.5 -- กรุงเทพฯ : แม็ค, 2551.
296 หน้า.

1. เคมี--การศึกษาและการสอน (มัธยมศึกษา).

2. เคมี--คำถามและคำตอบ.

I. ชื่อเรื่อง.

540.7

ISBN 978-974-412-383-1

จัดพิมพ์และจัดจำหน่ายโดย



บริษัท สำนักพิมพ์แม็ค จำกัด

MAC PRESS CO., LTD.

ผู้เขียน

: คณิตา ตังคณานุรักษ์

การสั่งซื้อ

: ส่งอนาณัติสั่งจ่าย ไปรษณีย์ลาดพร้าว ในนาม บริษัท สำนักพิมพ์แม็ค จำกัด
เลขที่ 9/99 อาคารแม็ค ซอยลาดพร้าว 38 ถนนลาดพร้าว แขวงจันทระเกษม
เขตจตุจักร กรุงเทพฯ 10900
☎ : 0-2938-2022-7 FAX : 0-2938-2028
E-mail : macpress@MACeducation.com
www.MACeducation.com

ราคาจำหน่าย

: 90 บาท

สงวนลิขสิทธิ์

: กันยายน 2551

พิมพ์ที่

: บริษัท ซี.แอนด์.เอ็น. บัค ☎ 0-2426-4198

(สงวนลิขสิทธิ์ตามกฎหมาย ห้ามลอกเลียน ไม่ว่าจะเป็นส่วนหนึ่งส่วนใดของหนังสือเล่มนี้ นอกจากจะได้รับอนุญาต)



ขยันก่อนสอบ เคมีพื้นฐานและเพิ่มเติม ม.5 เล่มนี้ บริษัทได้จัดทำขึ้นตามกรอบหลักสูตรการศึกษาขั้นพื้นฐาน พุทธศักราช 2544 และยังได้เทียบเคียงกับหลักสูตรแกนกลางการศึกษาขั้นพื้นฐาน พุทธศักราช 2551 ของกระทรวงศึกษาธิการที่ใช้อยู่ในปัจจุบัน ดังนั้นหนังสือเล่มนี้จึงเหมาะกับนักเรียนที่กำลังศึกษาอยู่ทั้งสองหลักสูตร นอกจากนี้ยังเหมาะกับครูและผู้ปกครองที่ต้องการเสริมความรู้เพิ่มเติมนอกเหนือจากบทเรียนให้แก่ศิษย์และบุตรหลานอีกด้วย

การจัดทำหนังสือชุดขยันก่อนสอบชุดนี้มีวัตถุประสงค์เพื่อให้ นักเรียนได้ศึกษาค้นคว้าด้วยตนเอง โดยทบทวนเนื้อหาฝึกทำโจทย์ทดสอบที่หลากหลายอย่างสม่ำเสมอสำหรับเตรียมความพร้อมและสร้างความมั่นใจก่อนสอบเก็บคะแนน สอบกลางภาค สอบปลายภาค สอบ O-NET และเป็นพื้นฐานการเรียนรู้ในระดับที่สูงขึ้นไป

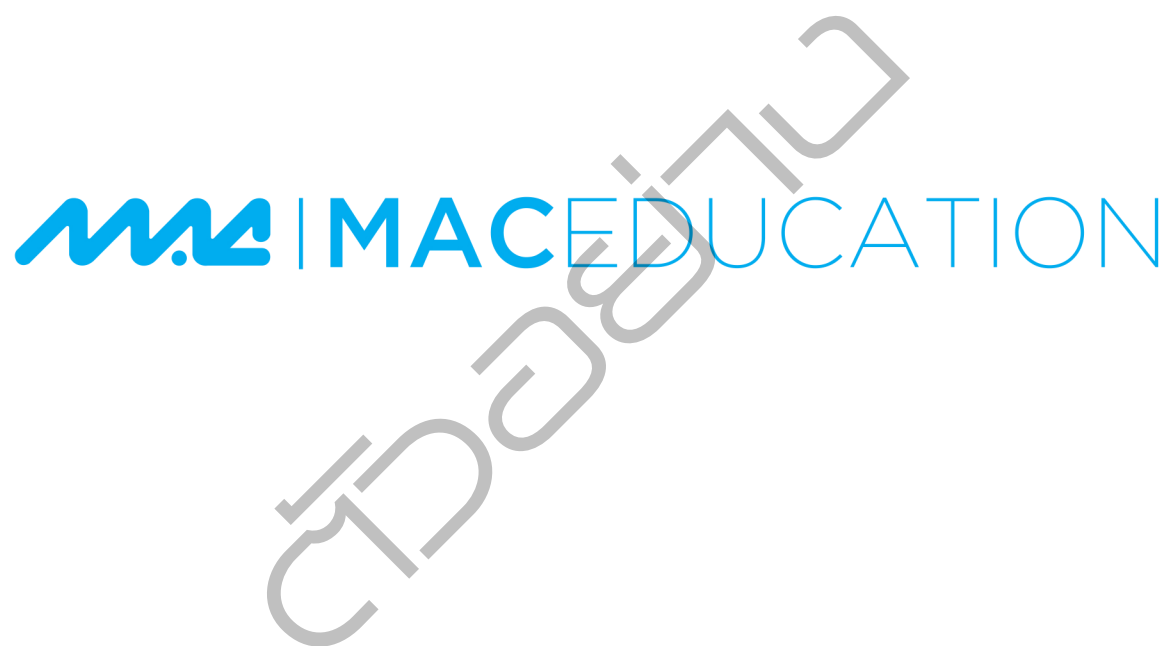
บริษัท สำนักพิมพ์แม็ค จำกัด หวังเป็นอย่างยิ่งว่า หนังสือชุดนี้จะอำนวยประโยชน์ให้แก่ นักเรียน ครู และผู้ปกครอง เพื่อประโยชน์สูงสุดต่อตนเอง ศิษย์ และลูกหลาน พร้อมกันนี้บริษัทขอเป็นแรงใจให้นักเรียนประสบความสำเร็จในการสอบทุกคน

บริษัท สำนักพิมพ์แม็ค จำกัด

สารบัญ

บทที่ 1 อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี	1
- ความหมายของอัตราการเกิดปฏิกิริยา	1
- การวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี	4
- กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างปริมาณสารกับเวลา	7
- แนวคิดเกี่ยวกับการเกิดปฏิกิริยาเคมี	8
- พลังงานกับการดำเนินไปของปฏิกิริยา	10
- ปฏิกิริยาเคมีที่เกิดหลายขั้นตอน	13
- ปัจจัยที่มีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี	15
- กฎอัตราการเกิดปฏิกิริยา	26
บทที่ 2 สมดุลเคมี	35
- ระบบสมดุล	37
- ค่าคงที่สมดุล	39
- หลักของเลอชาเตอลิเอร์	50
บทที่ 3 กรด-เบส	71
- สารอิเล็กโทรไลต์และสารนอนอิเล็กโทรไลต์	71
- กรด-เบส	71
- การแบ่งประเภทของกรด-เบส	72
- ทฤษฎีกรด-เบส	74
- แฟกเตอร์ที่มีผลต่อความแรงกรด	77
- การแตกตัวของกรด-เบส	79
- การคำนวณความเข้มข้นของ $[H^+]$ หรือ $[H_3O^+]$ ในสารละลายกรดแก่และกรดอ่อน	81
- การคำนวณความเข้มข้นของ $[OH^-]$ ในสารละลายเบสแก่และเบสอ่อน	85
- การแตกตัวของน้ำ	88
- พีเอช (pH)	92
- ความสัมพันธ์ระหว่างค่า K_a ค่า K_b ของคู่กรด-เบส	94
- อินดิเคเตอร์สำหรับกรด-เบส	96
- เกลือ	102
- สารละลายบัฟเฟอร์	107

บทที่ 4 ไฟฟ้าเคมี	118
- การดุลสมการรีดอกซ์	119
- เซลล์ไฟฟ้าเคมี	123
- ประเภทของเซลล์กัลวานิก	137
- เซลล์อิเล็กโทรไลติก	143
- ประโยชน์ของเซลล์อิเล็กโทรไลต์	144
- การผูกมัดของโลหะและการป้องกัน	152
- ความก้าวหน้าทางเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเซลล์ไฟฟ้าเคมี	155
บทที่ 5 ธาตุและสารประกอบในอุตสาหกรรม	160
- แร่รัตนชาติ	166
- เซรามิก	173
- อุตสาหกรรมการผลิตโซเดียมคลอไรด์และอุตสาหกรรมที่เกี่ยวข้อง	185
- การผลิตโซเดียมไฮดรอกไซด์ในอุตสาหกรรม	189
- ประโยชน์ของโซเดียมไฮดรอกไซด์	194
- อุตสาหกรรมปุ๋ย	197
แบบทดสอบที่ 1	206
แบบทดสอบที่ 2	223
เฉลย	244





อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี

ความหมายของอัตราการเกิดปฏิกิริยา



เมื่อสารตั้งต้นทำปฏิกิริยากันและได้ผลิตภัณฑ์เกิดขึ้นนั้น พบว่า เมื่อเวลาผ่านไปปริมาณสารตั้งต้นค่อยๆ ลดลง และปริมาณผลิตภัณฑ์ค่อยๆ เพิ่มขึ้น ทำให้สามารถวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยาได้ ดังนี้

$$\begin{aligned}\text{อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี} &= \frac{\text{ปริมาณสารตั้งต้นที่ลดลง}}{\text{เวลา}} \\ &= \frac{\text{ปริมาณสารผลิตภัณฑ์ที่เพิ่มขึ้น}}{\text{เวลา}}\end{aligned}$$

ในการวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี จะวัดปริมาณสารตั้งต้นหรือผลิตภัณฑ์ที่เปลี่ยนแปลงไปในระหว่างที่ปฏิกิริยาดำเนินไป

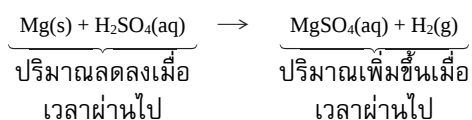
- ถ้าพิจารณาจากสถานะของสารที่เกี่ยวข้องกับปฏิกิริยาเคมีพบว่า สถานะของสารที่แตกต่างกัน ทำให้หน่วยวัดของปริมาณสารแตกต่างกันด้วย

- สำหรับหน่วยของเวลาที่ใช้วัดอัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมีอาจเป็น วินาที (sec) หรือนาที (min) หรือ ชั่วโมง (hrs) ขึ้นอยู่กับว่าปฏิกิริยาเคมีที่เราสนใจเกิดขึ้นเร็วหรือช้า

ตารางแสดงหน่วยของอัตราการเกิดปฏิกิริยา

สถานะของสาร	หน่วยของอัตราการเกิดปฏิกิริยา
ของแข็ง	มวล/เวลา เช่น กรัม/วินาที, มิลลิกรัม/วินาที
สารละลาย	ความเข้มข้น/เวลา เช่น โมล/ลิตร·วินาที
แก๊ส	ปริมาตร/เวลา เช่น ลูกบาศก์เซนติเมตร/วินาที, ลูกบาศก์เดซิเมตร/วินาที

- พิจารณาปฏิกิริยา



สามารถวัดอัตราการลดลงของ Mg และ H_2SO_4 และอัตราการเพิ่มขึ้นของ MgSO_4 และ H_2 ได้ดังนี้

$$\begin{aligned}\text{อัตราการลดลงของ Mg} &= \frac{\text{มวล Mg ที่ลดลง}}{\text{เวลา}} \\ \text{หน่วยเป็น กรัม/วินาที}\end{aligned}$$

$$\text{อัตราการลดลงของ } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{ความเข้มข้น } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ ที่ลดลง}}{\text{เวลา}}$$

หน่วยเป็น โมล/ลิตร·วินาที

$$\text{อัตราการเกิดของ } \text{MgSO}_4 = \frac{\text{ความเข้มข้น } \text{MgSO}_4 \text{ ที่เพิ่มขึ้น}}{\text{เวลา}}$$

หน่วยเป็น โมล/ลิตร·วินาที

$$\text{อัตราการเกิดของ } \text{H}_2 = \frac{\text{ปริมาตร } \text{H}_2 \text{ ที่เพิ่มขึ้น}}{\text{เวลา}}$$

หน่วยเป็น ลูกบาศก์เซนติเมตร/วินาที หรือ ลูกบาศก์เดซิเมตร/วินาที

จากสมการเคมีข้างต้น เลขสัมประสิทธิ์นำหน้าสารแต่ละชนิดเท่ากัน ดังนั้น

$$\begin{aligned} \text{อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี} &= \text{อัตราการลดลงของ } \text{Mg} \\ &= \text{อัตราการลดลงของ } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ &= \text{อัตราการเพิ่มขึ้นของ } \text{MgSO}_4 \\ &= \text{อัตราการเพิ่มขึ้นของ } \text{H}_2 \end{aligned}$$

ในกรณีที่เลขสัมประสิทธิ์นำหน้าสารไม่เท่ากัน อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมีจะต้องคำนึงถึงเลขสัมประสิทธิ์ที่นำหน้าสารนั้นๆ ด้วย สิ่งสำคัญคือต้องดุลสมการเคมีให้ถูกต้อง

ในที่นี้จะใช้ [] แทนความเข้มข้นในหน่วย โมล/ลิตร

t แทนเวลา

R แทนอัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี

$\frac{d[]}{dt}$ แทนอัตราการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้น

ให้ปฏิกิริยาเคมีที่มีสมการที่ดุลแล้ว



สามารถเขียนอัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี (R) ในเชิงพีชคณิตได้ดังนี้

$$R = \frac{d[\text{A}]}{xdt} = \frac{d[\text{B}]}{ydt} = \frac{d[\text{C}]}{adt} = \frac{d[\text{D}]}{zdt}$$

$$R = \frac{R_A}{x} = \frac{R_B}{y} = \frac{R_C}{a} = \frac{R_D}{z}$$

หรือกล่าวได้ว่า : อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี

$$= \frac{1}{x} (\text{อัตราการลดลงของสาร A})$$

$$= \frac{1}{y} (\text{อัตราการลดลงของสาร B})$$

$$= \frac{1}{a} (\text{อัตราการเพิ่มขึ้นของสาร C})$$

$$= \frac{1}{z} (\text{อัตราการเพิ่มขึ้นของสาร D})$$

ตัวอย่างที่ 1 แก๊ส N_2O_5 สลายตัว ดังสมการ $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$

ถ้าอัตราการสลาย N_2O_5 มีค่าคงที่เท่ากับ 1.8×10^{-5} โมลต่อวินาที เมื่อเวลาผ่านไป 5 วินาที ข้อสรุปใดถูก

1. เกิด $\text{NO}_2 = 9.0 \times 10^{-5}$ โมล

2. เกิด $\text{NO}_2 = 4.5 \times 10^{-5}$ โมล

3. เกิด $\text{O}_2 = 18 \times 10^{-5}$ โมล

4. เกิด $\text{O}_2 = 4.5 \times 10^{-5}$ โมล

วิธีทำ



$$\frac{1}{4}R_{\text{NO}_2} = \frac{1}{1}R_{\text{O}_2} = \frac{1}{2}R_{\text{N}_2\text{O}_5}$$

แต่โจทย์กำหนดว่า $R_{\text{N}_2\text{O}_5} = 1.8 \times 10^{-5}$ โมล/วินาที

$$\begin{aligned} R_{\text{NO}_2} &= \frac{4}{2}R_{\text{N}_2\text{O}_5} = \frac{4}{2}(1.8 \times 10^{-5}) \\ &= 3.6 \times 10^{-5} \text{ โมล/วินาที} \end{aligned}$$

เกิด $\text{NO}_2 = 5(3.6 \times 10^{-5}) = 18 \times 10^{-5}$ โมล

$$\begin{aligned} R_{\text{O}_2} &= \frac{1}{2}R_{\text{N}_2\text{O}_5} = \frac{1}{2}(1.8 \times 10^{-5}) \\ &= 0.9 \times 10^{-5} \text{ โมล/วินาที} \end{aligned}$$

เกิด $\text{O}_2 = 5(0.9 \times 10^{-5}) = 4.5 \times 10^{-5}$ โมล

ตอบ

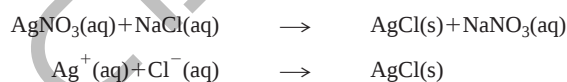
- อาจหาอัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมีได้ดังนี้

$$\begin{aligned} R &= \frac{1}{2} \text{ อัตราการลดลงของ } \text{N}_2\text{O}_5 \\ &= \frac{1}{2}(1.8 \times 10^{-5}) = 0.9 \times 10^{-5} \text{ โมล/วินาที} \\ &= \frac{1}{4} \text{ อัตราการเกิดของ } \text{NO}_2 \\ &= \frac{1}{4}(3.6 \times 10^{-5}) = 0.9 \times 10^{-5} \text{ โมล/วินาที} \\ &= \text{อัตราการเกิดของ } \text{O}_2 = 0.9 \times 10^{-5} \text{ โมล/วินาที} \end{aligned}$$

จะเห็นว่าอัตราการเกิดปฏิกิริยาเทียบกับสารใดจะมีค่าเท่ากัน

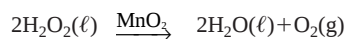
จากการที่เราทราบว่า เมื่อเกิดปฏิกิริยาเคมีขึ้น จะมีผลิตภัณฑ์ที่อาจเป็นแก๊ส ตะกอน หรือลิของผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้น เราจะนำสมบัติเหล่านี้มาช่วยวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมีได้ เช่น

- การวัดมวลตะกอนที่เกิดขึ้นต่อเวลา



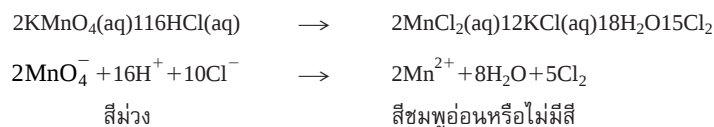
วัดมวลตะกอนขาว AgCl ที่เกิดขึ้นต่อเวลา

- การวัดปริมาตรของแก๊สที่เกิดขึ้นต่อเวลา



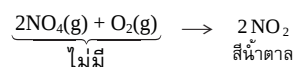
วัดปริมาตรของแก๊ส O_2 ที่เกิดขึ้นต่อเวลา

- การวัดสีที่ลดลงต่อเวลา



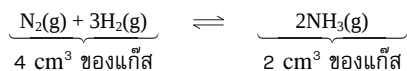
การวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยานั้น จะจับเวลาตั้งแต่เห็นสีม่วงของสารละลายจนไม่เห็นสี

- การวัดสีที่เพิ่มขึ้นต่อเวลา



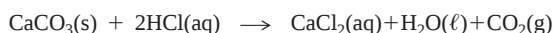
การวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยานั้น จะจับเวลาตั้งแต่ไม่เห็นสีจนเห็นสีน้ำตาล

● การวัดความดันที่เปลี่ยนแปลงต่อเวลา



ทั้ง N_2 , H_2 และ NH_3 เป็นแก๊สไม่มีสี ปริมาตรรวมของแก๊สสารตั้งต้นไม่เท่ากับปริมาตรรวมของแก๊สผลิตภัณฑ์ มีผลทำให้เกิดการเปลี่ยนแปลงความดัน ดังนั้น การวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยาจะวัดจากการเปลี่ยนแปลงความดันต่อเวลา

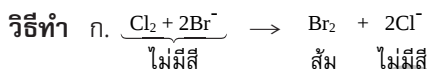
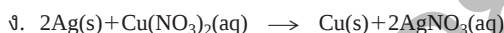
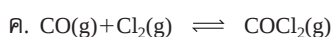
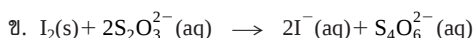
● การวัด pH (พีเอช) ของสารละลายที่เปลี่ยนแปลงไปต่อเวลา



ใช้มากเกินพอ

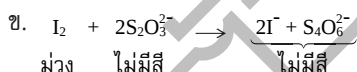
$\text{HCl}(\text{aq})$ จัดเป็นสารละลายกรด จะมี pH ต่ำ เมื่อปฏิกิริยาดำเนินไปปริมาณ $\text{HCl}(\text{aq})$ ลดลง pH ของสารละลายจะสูงขึ้น ดังนั้น การวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยาจะวัด pH ของสารละลายที่เพิ่มขึ้นต่อเวลา (และอาจวัดปริมาตรแก๊ส CO_2 ที่เกิดขึ้นต่อเวลาก็ได้)

ตัวอย่างที่ 2 ถ้าต้องการวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยาต่อไปนี้จะต้องวัดด้วยวิธีใดจึงจะสะดวกและรวดเร็ว



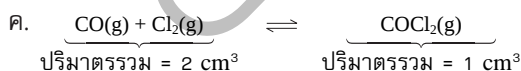
จับเวลาตั้งแต่ไม่เห็นสีจนเห็นสีส้มหรือพูดว่าดูสีที่เข้มข้น

ตอบ



ม่วง ไม่มีสี
ดูสีที่จางหายไปหรือจับเวลาตั้งแต่เห็นสีม่วงจนไม่มีสี

ตอบ



วัดความดันที่เปลี่ยนไป

ตอบ



ตอบ

การวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี



การทดลองทางเคมีเพื่อศึกษาอัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมีนั้น สามารถวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยาได้ 4 แบบ คือ

แบบที่ 1 อัตราการเกิดปฏิกิริยาเฉลี่ย (average rate) มีเพียงหนึ่งค่าเท่านั้น

ในกรณีที่วัดปริมาณจากสารตั้งต้น จะได้ว่า

$$\text{อัตราการเกิดปฏิกิริยาเฉลี่ย} = \frac{\text{ปริมาณเริ่มต้น} - \text{ปริมาณสุดท้าย}}{\text{เวลาสุดท้าย} - \text{เวลาเริ่มต้น}}$$

ในกรณีที่วัดปริมาณจากสารผลิตภัณฑ์
จะได้ว่าอัตราการเกิดปฏิกิริยาเฉลี่ย

$$= \frac{\text{ปริมาณสุดท้าย} - \text{ปริมาณเริ่มต้น}}{\text{เวลาสุดท้าย} - \text{เวลาเริ่มต้น}}$$

สรุป

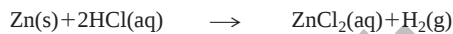
อัตราการเกิดปฏิกิริยาเฉลี่ยเป็นค่าแสดงถึง
การลดลงของสารตั้งต้นหรือการเพิ่มขึ้นของสาร
ผลิตภัณฑ์ตั้งแต่เริ่มต้น จนถึงสิ้นสุดปฏิกิริยาต่อหนึ่ง
หน่วยเวลา

แบบที่ 2 อัตราการเกิดปฏิกิริยา ณ ขณะใดขณะหนึ่ง หรือช่วงเวลาใดเวลาหนึ่ง (instantaneous rate) มีได้หลายค่า

อัตราการเกิดปฏิกิริยา ณ ขณะใดขณะหนึ่ง = $\frac{\text{การเปลี่ยนแปลงปริมาณสารในช่วงเวลาที่ต้องการวัด}}{\text{ผลต่างของช่วงเวลาที่ต้องการวัด}}$

พิจารณาการหาอัตราการเกิดปฏิกิริยาเฉลี่ยและอัตราการเกิดปฏิกิริยา ณ ขณะใดขณะหนึ่ง
จากตัวอย่างที่ 3 และ 4

ตัวอย่างที่ 3 สังกะสีทำปฏิกิริยากับกรดเกลือได้ซิงค์คลอไรด์ และแก๊สไฮโดรเจน ดังปฏิกิริยา



เมื่อวัดปริมาตรแก๊ส H_2 ในขณะที่เกิดปฏิกิริยาได้ผลดังแสดง ในตารางต่อไปนี้

ปริมาตร H_2 (cm^3)	เวลา (วินาที)
0	0
10	9
20	19
30	31
40	47
50	71

จากข้อมูลข้างต้น จงคำนวณ

ก. อัตราการเกิดปฏิกิริยาเฉลี่ย

$$\begin{aligned} \text{อัตราการเกิดปฏิกิริยาเฉลี่ย} &= \frac{50 - 0}{71 - 0} \\ &= 0.704 \text{ cm}^3/\text{sec} \end{aligned}$$

ตอบ

ข. อัตราการเกิดปฏิกิริยา (เฉลี่ย) ในช่วงเวลา 9-19 วินาที, 19-31 วินาที, 31-47 วินาที และ 47-71 วินาที

$$\begin{aligned} \text{อัตราการเกิดปฏิกิริยาในช่วงเวลา 9-19 วินาที} &= \frac{20 - 10}{19 - 9} \\ &= 1.0 \text{ cm}^3/\text{sec} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{อัตราการเกิดปฏิกิริยาในช่วงเวลา 19-31 วินาที} &= \frac{30 - 20}{31 - 19} \\ &= 0.833 \text{ cm}^3/\text{sec} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{อัตราการเกิดปฏิกิริยาในช่วงเวลา 31-47 วินาที} &= \frac{40 - 30}{47 - 31} \\ &= 0.625 \text{ cm}^3/\text{sec} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{อัตราการเกิดปฏิกิริยาในช่วงเวลา 47-71 วินาที} &= \frac{50 - 40}{71 - 47} \\ &= 0.417 \text{ cm}^3/\text{sec}\end{aligned}$$

ตอบ

ตัวอย่างที่ 4 การสลายตัวของแก๊ส N_2O_5 ดังปฏิกิริยา $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ มีการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของ N_2O_5 ดังนี้

เวลา (วินาที)	ความเข้มข้นของ N_2O_5 (mol/dm^3)
0	x
500	3.5
1000	2.5
1500	1.8
2000	1.2

ถ้าอัตราการสลายตัวเฉลี่ยของ N_2O_5 เป็น $1.9 \times 10^{-3} \text{ mol}/\text{dm}^3 \cdot \text{s}$ จงคำนวณหาค่า X และอัตราการเกิดแก๊ส O_2 ($\text{mol}/\text{dm}^3 \cdot \text{s}$) ในช่วงเวลา 0-500 วินาที

วิธีทำ อัตราการสลายตัวเฉลี่ยของ N_2O_5

$$\begin{aligned}1.9 \times 10^{-3} &= \frac{x - 1.2}{2000 - 0} \\ x &= 5\end{aligned}$$

ความเข้มข้นเริ่มต้นของ $\text{N}_2\text{O}_5 = x = 5 \text{ mol}/\text{dm}^3$

อัตราการสลายตัวของ N_2O_5 ในช่วงเวลา 0-500 วินาที

$$\begin{aligned}&= \frac{5 - 3.5}{500 - 0} \\ &= 3 \times 10^{-3} \text{ mol}/\text{dm}^3 \cdot \text{s}\end{aligned}$$

$$\text{จากสมการ} \quad \frac{(\text{อัตราการสลายตัวของ } \text{N}_2\text{O}_5 \text{ ในช่วงเวลา 0-500 วินาที})}{2} = \frac{(\text{อัตราการเกิดของ } \text{O}_2 \text{ ในช่วงเวลา 0-500 วินาที})}{1}$$

อัตราการเกิด O_2 ในช่วงเวลา 0-500 วินาที

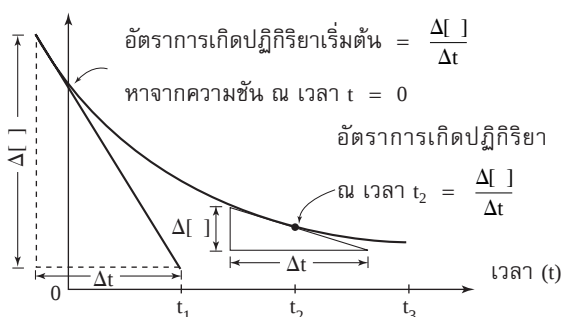
$$\begin{aligned}&= \frac{3 \times 10^{-3}}{2} \\ &= 1.5 \times 10^{-3} \text{ mol}/\text{dm}^3 \cdot \text{s}\end{aligned}$$

ตอบ

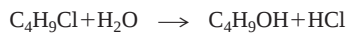
แบบที่ 3 อัตราการเกิดปฏิกิริยา ณ จุดใดจุดหนึ่ง หรือ ณ เวลาใดเวลาหนึ่ง มีได้หลายค่า นิยมหาจากกราฟที่เขียนขึ้นระหว่างปริมาณสารในแนวตั้งกับเวลาในแนวนอน อัตราการเกิดปฏิกิริยา ณ จุดใดจุดหนึ่งเป็นการหาค่าความชัน ณ เวลานั้น (ค่าความชันเป็นอัตราส่วนระหว่างปริมาณสารต่อเวลา)

แบบที่ 4 อัตราการเกิดปฏิกิริยา [สารตั้งต้น] mol/dm^3

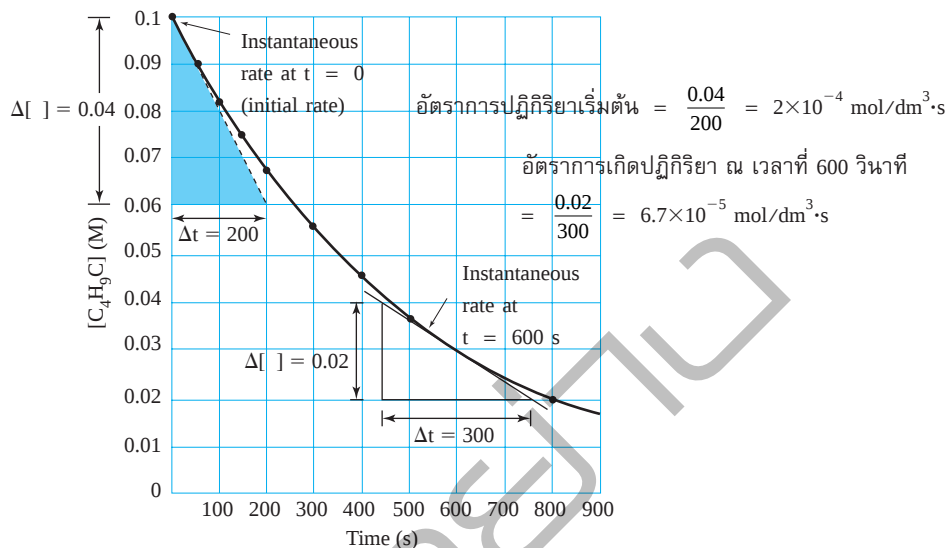
เริ่มต้น (initial rate) มีเพียงหนึ่งค่าเป็นการหาค่าความชันจากกราฟ ณ เวลา $t = 0$



พิจารณาการหาอัตราการเกิดปฏิกิริยาเริ่มต้น และอัตราการเกิดปฏิกิริยา ณ จุดใดจุดหนึ่งของปฏิกิริยา



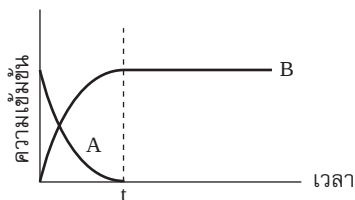
เริ่มต้นใช้ $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$ 0.1 mol/dm^3 เมื่อให้ปฏิกิริยาดำเนินไปแล้ววัดปริมาณ $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$ ลดลงต่อเวลา นำข้อมูลที่ได้มาเขียนกราฟระหว่างค่าความเข้มข้นของ $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$ ที่ลดลงในแนวตั้งและเวลาในแนวนอน จากนั้นคำนวณอัตราการเกิดปฏิกิริยาเริ่มต้น และอัตราการเกิดปฏิกิริยา ณ เวลาที่ 600 วินาที หรือที่วินาทีที่ 600 ได้ดังนี้



กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างปริมาณสารกับเวลา



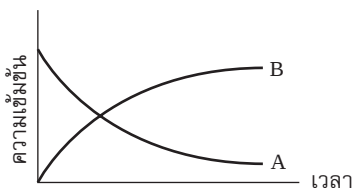
- ถ้าสมมติว่าสารตั้งต้น (A) สลายไปเป็นสารผลิตภัณฑ์ (B) เมื่อสิ้นสุดปฏิกิริยาสาร A สลายไปเป็นสาร B ทั้งหมด (สาร A หหมด) จะได้กราฟลักษณะดังนี้



ณ เวลา t สาร A ถูกใช้หมด เขียนปฏิกิริยาได้ดังนี้



- ถ้าสมมติว่าสารตั้งต้น (A) ค่อยๆ สลายตัว และผลิตภัณฑ์ (B) ค่อยๆ เพิ่มขึ้น เมื่อเวลาผ่านไป จะได้กราฟในลักษณะดังนี้



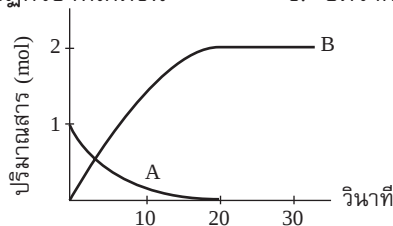
จากกราฟจะบอกให้ทราบว่า อัตราการลดลงของความเข้มข้น A ในตอนต้นๆ จะสูง เมื่อเวลาผ่านไป

อัตราการลดลงของความเข้มข้น A จะลดลง อัตราการเกิดสาร B จะเพิ่มขึ้นในตอนต้นๆ และอัตราการเกิดสาร B จะค่อยๆ ลดลง เมื่อเวลาผ่านไป

ตัวอย่างที่ 5 จากกราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างปริมาณสารกับเวลา

ก. จงเขียนสมการแสดงปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น

ข. อัตราการเกิดปฏิกิริยา



วิธีทำ ก. จากกราฟที่ให้มา ปฏิกิริยาลิ้นสุด ณ เวลา 20 วินาที

สาร A ใช้ไป 1 mol

สาร B เกิดขึ้น 2 mol

สมการของปฏิกิริยาเคมี เขียนได้ $A \rightarrow 2B$

ตอบ

ข. อัตราการลดลงของสาร A $= \frac{1}{20} \text{ mol/s}$

อัตราการเกิดของสาร B $= \frac{2}{20} \text{ mol/s}$

จากสมการในข้อ ก จะได้ว่า

$$\begin{aligned} \text{อัตราการเกิดปฏิกิริยา} &= \text{อัตราการลดลงของสาร A} = \frac{1}{20} \text{ mol/s} \\ &= \frac{1}{2} (\text{อัตราการเกิดของสาร B}) \\ &= \frac{1}{2} \left(\frac{2}{20} \right) = \frac{1}{20} \text{ mol/s} \end{aligned}$$

นั่นคือ อัตราการเกิดปฏิกิริยาเท่ากับ 0.5 mol/s

ตอบ

แนวคิดเกี่ยวกับการเกิดปฏิกิริยาเคมี



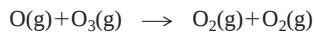
การอธิบายการเกิดปฏิกิริยาเคมี (ในระดับชั้น ม.ปลายนี้) จะใช้ทฤษฎีการชนกันของอนุภาค กล่าวโดยสรุปดังนี้

1. อนุภาคของสารตั้งต้นต้องมาชนกัน
2. อนุภาคของสารตั้งต้นที่ชนกันจะต้องจัดตัวในทิศทางที่เหมาะสม (แสดงว่าการชนกันของอนุภาคของสารตั้งต้นทุกครั้งไม่จำเป็นต้องเกิดปฏิกิริยา)
3. เมื่ออนุภาคของสารตั้งต้นชนกันและอยู่ในทิศทางที่เหมาะสมจะต้องมีพลังงานมากกว่าหรือพอดีกับค่าพลังงานก่อกัมมันต์ของปฏิกิริยา จึงจะทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมีได้

● **พลังงานก่อกัมมันต์ (Ea, activated energy)** เป็นค่าพลังงานจลน์ต่ำสุดที่ทำให้โมเลกุลของสารตั้งต้นชนกันแล้วทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมีขึ้นได้ พลังงานก่อกัมมันต์เป็นค่าเฉพาะของปฏิกิริยาหนึ่งๆ

● เมื่ออนุภาคของสารตั้งต้นมาชนกันอาจเกิดปฏิกิริยาเคมีหรืออาจไม่เกิดปฏิกิริยาเคมีก็ได้ อธิบาย

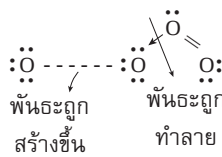
ด้วยทิศทางการจัดเรียงตัวของอนุภาคสารตั้งต้น พิจารณาการชนกันของออกซิเจนอะตอมกับโมเลกุลแก๊สออกซิเจน (O_3) ดังปฏิกิริยา



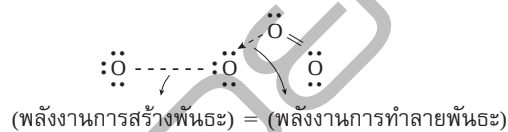
- ถ้า O อะตอมกับ O_3 โมเลกุลจัดเรียงตัวในทิศทางที่เหมาะสม



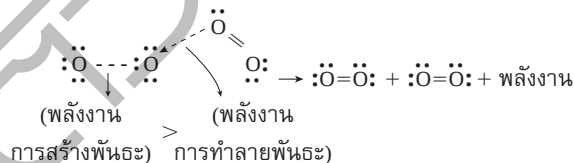
ทั้ง O อะตอมและ O_3 โมเลกุลจัดเรียงตัวในทิศทางที่เหมาะสม เมื่อเข้ามาชนกันจะมีการทำลายพันธะระหว่าง O กับ O ในโมเลกุล O_3 และมีการสร้างพันธะระหว่าง O อะตอมกับ O อะตอมในโมเลกุล O_3 ดังรูป



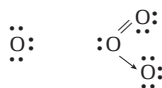
- เมื่อพลังงานการสร้างพันธะระหว่าง O กับ O เท่ากับพลังงานการทำลายพันธะระหว่าง O กับ O ในโมเลกุล O_3 จะได้สารอยู่ในภาวะก่อกัมมันต์



- เมื่อพลังงานการสร้างพันธะระหว่าง O กับ O มากกว่า พลังงานการทำลายพันธะจะได้ผลิตภัณฑ์เป็นแก๊ส O_2 2 โมล พร้อมกับปลดปล่อยพลังงานออกมา



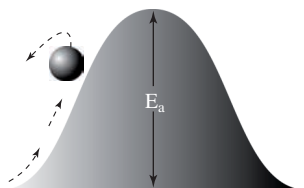
- ถ้า O อะตอมกับ O_3 โมเลกุลจัดเรียงตัวไม่เหมาะสม ไม่ได้ผลผลิตทันที



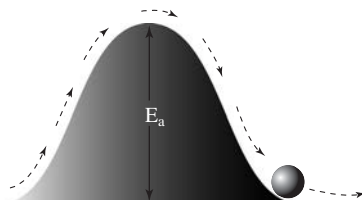
สรุป

เมื่ออนุภาคของสารตั้งต้นชนกันไปในทิศทางที่เหมาะสม และพลังงานที่เกิดจากการชนกันมีค่าสูงพอที่จะทำให้สารตั้งต้นเปลี่ยนเป็นโมเลกุลเชิงซ้อน (มีการสร้างพันธะและสลายพันธะ) ที่มีพลังงานสูง มีอายุเพียงสั้นๆ และจะเปลี่ยนไปเป็นสารผลิตภัณฑ์ (โมเลกุลเชิงซ้อนมีพลังงานสูงกว่าสารตั้งต้น)

- การอธิบายเกี่ยวกับพลังงานก่อกัมมันต์ของปฏิกิริยา



- ถ้าอนุภาคของสารตั้งต้นชนกันและมีพลังงานต่ำกว่าพลังงานก่อกัมมันต์ สารตั้งต้นจะไม่สามารถข้ามกำแพงพลังงานไปได้ จึงไม่ได้ผลิตภัณฑ์

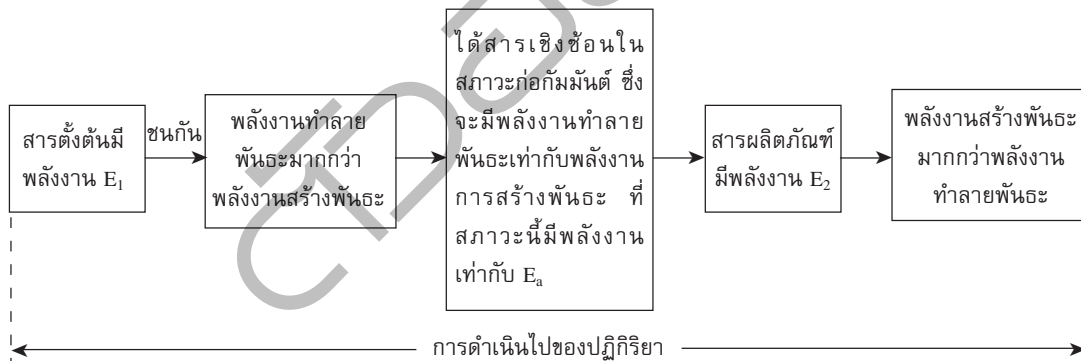


- ถ้าอนุภาคของสารตั้งต้นชนกัน และมีพลังงานสูงกว่าหรือเท่ากับพลังงานก่อกัมมันต์ สารตั้งต้นจะข้ามกำแพงพลังงานแล้วเปลี่ยนเป็นผลิตภัณฑ์

พลังงานกับการดำเนินไปของปฏิกิริยา



สามารถเขียนเป็นแผนภาพได้ดังนี้

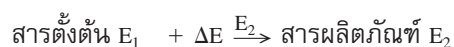


1. ถ้าพลังงานสารตั้งต้น (E_1) น้อยกว่าพลังงานสารผลิตภัณฑ์ (E_2) แสดงว่า สารตั้งต้นต้องการใช้พลังงานเพื่อทำลายพันธะเคมีในสารตั้งต้นมากกว่าพลังงานที่คายออกมาจากการสร้างพันธะเคมีในสารผลิตภัณฑ์

- พลังงานที่เปลี่ยนแปลงไป (ΔE) ระหว่าง E_1 กับ E_2 เขียนได้ดังนี้

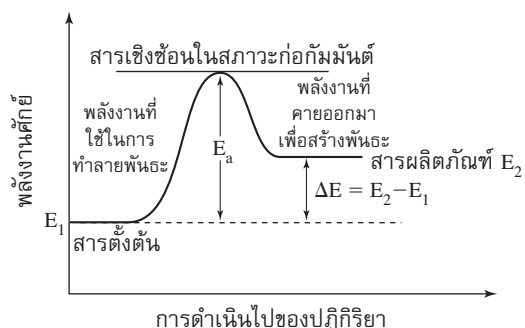
$$\Delta E = E_2 - E_1$$

จะได้ $\Delta E > 0$ จัดเป็นปฏิกิริยาแบบดูดความร้อน สามารถเขียนแผนภาพการดำเนินไปของปฏิกิริยาได้ดังนี้



$$\Downarrow$$

$$E_2 > E_1$$

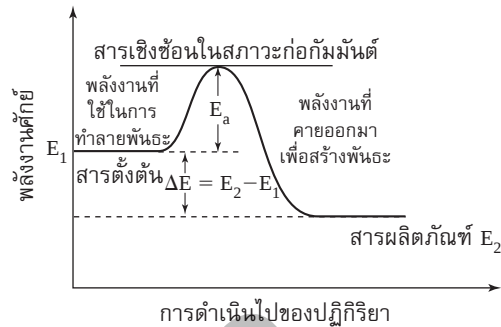
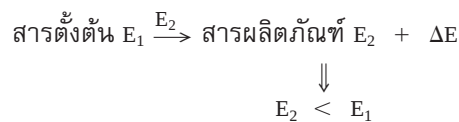


2. ถ้าพลังงานสารตั้งต้น (E_1) มากกว่าพลังงานของสารผลิตภัณฑ์ (E_2) แสดงว่า สารตั้งต้นต้องการใช้พลังงานเพื่อทำลายพันธะเคมีในสารตั้งต้นน้อยกว่าพลังงานที่คายออกมาจากการสร้างพันธะเคมีในสารผลิตภัณฑ์

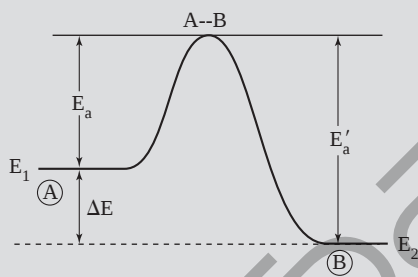
● พลังงานที่เปลี่ยนแปลง (ΔE) ระหว่าง E_1 กับ E_2 เขียนได้ดังนี้

$$\Delta E = E_2 - E_1$$

จะได้ $\Delta E < 0$ จัดเป็นปฏิกิริยาแบบคายความร้อน สามารถเขียนแผนภาพการดำเนินไปของปฏิกิริยาได้ดังนี้

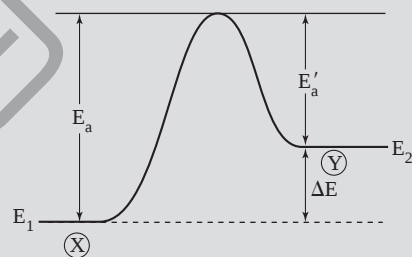


ข้อควรทราบ



ปฏิกิริยาคายความร้อน

E'_a ของปฏิกิริยาย้อนกลับ ($B \rightarrow A$) มากกว่า E_a ของปฏิกิริยาไปข้างหน้า ($A \rightarrow B$)



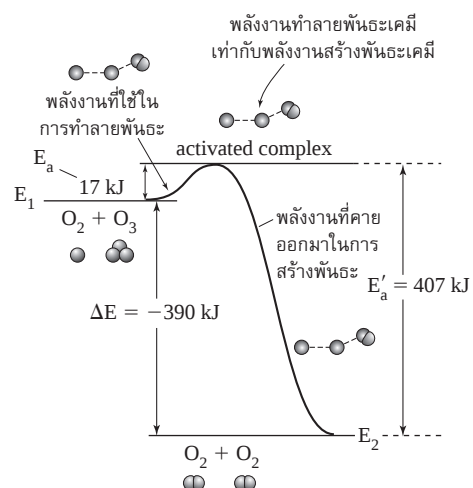
ปฏิกิริยาดูดความร้อน

E'_a ของปฏิกิริยาย้อนกลับ ($Y \rightarrow X$) น้อยกว่า E_a ของปฏิกิริยาไปข้างหน้า ($X \rightarrow Y$)

● ปฏิกิริยาระหว่างออกซิเจนอะตอมกับแก๊สโอโซน (O_3)



สามารถเขียนเป็นแผนภาพการดำเนินไปของปฏิกิริยาได้ดังนี้



ข้อควรทราบ

E_a เป็นค่าเฉพาะของปฏิกิริยาหนึ่งๆ และมีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา ดังนี้

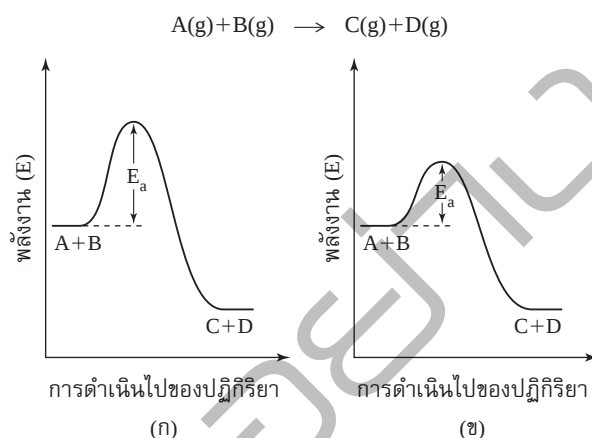
พลังงานก่อกัมมันต์ของปฏิกิริยาสูง จะมีอัตราการเกิดปฏิกิริยาช้า

พลังงานก่อกัมมันต์ของปฏิกิริยต่ำ จะมีอัตราการเกิดปฏิกิริยาเร็ว

$$E_a \propto \frac{1}{\text{อัตราการเกิดปฏิกิริยา}} \propto \frac{1}{\text{เวลา}}$$

เมื่อต้องเปรียบเทียบอัตราการเกิดปฏิกิริยา เมื่อใช้ค่า E_a นิยมใช้ E_a ไปข้างหน้ามาใช้เปรียบเทียบ

ตัวอย่างที่ 6 พิจารณารูป ก และ ข ซึ่งแสดงการเปลี่ยนแปลงพลังงานของปฏิกิริยา



1. อัตราการเกิดปฏิกิริยาในระบบใดสูงกว่า เพราะเหตุใด
2. ปฏิกิริยาทั้งสองเป็นปฏิกิริยาดูดหรือคายความร้อน ทราบได้อย่างไร

วิธีทำ 1. E_a ในปฏิกิริยา (ก) มากกว่าในปฏิกิริยา (ข) ดังนั้น อัตราการเกิดปฏิกิริยาใน (ข) จะสูงกว่าใน (ก)

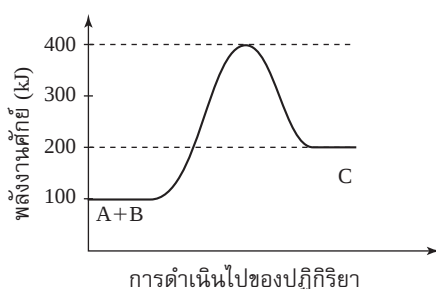
2. ทั้งสองปฏิกิริยาเป็นปฏิกิริยาคายความร้อน เนื่องจาก

พลังงานของสารตั้งต้น (A+B) มากกว่าพลังงานสารผลิตภัณฑ์ (C+D)

หรือ # พลังงานที่ใช้ทำลายพันธะใน A และ B น้อยกว่าพลังงานที่คายออกมาจากการสร้างพันธะใน

C และ D **ตอบ**

ตัวอย่างที่ 7 สาร A และ B ทำปฏิกิริยากันได้สาร C โดยมีกราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างพลังงานของสารต่างๆ กับการดำเนินไปของปฏิกิริยาดังนี้



ก. พลังงานก่อกัมมันต์ของปฏิกิริยา $A+B \rightarrow C$ มีค่าเป็นกี่ kJ

ข. พลังงานของปฏิกิริยา $C \rightarrow A+B$ มีค่าเป็นกี่ kJ

ค. ปฏิกิริยา $A+B \rightarrow C$ เป็นปฏิกิริยาดูดหรือคายความร้อนกี่กิโลจูล

วิธีทำ ก. พลังงานก่อกัมมันต์ไปข้างหน้า (E_a) เท่ากับ $400 - 100 = 300 \text{ kJ}$

ข. พลังงานก่อกัมมันต์ย้อนกลับ (E'_a) เท่ากับ $400 - 200 = 200 \text{ kJ}$

ค. ปฏิกิริยา $A + B \rightarrow C$ เป็นปฏิกิริยาดูดความร้อน

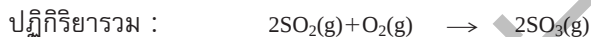
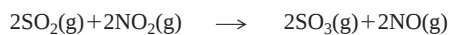
ปฏิกิริยานี้จะดูดความร้อน (ΔE) = $E_a - E'_a = 300 - 200 = 100 \text{ kJ}$

ตอบ

ปฏิกิริยาเคมีที่เกิดหลายขั้นตอน

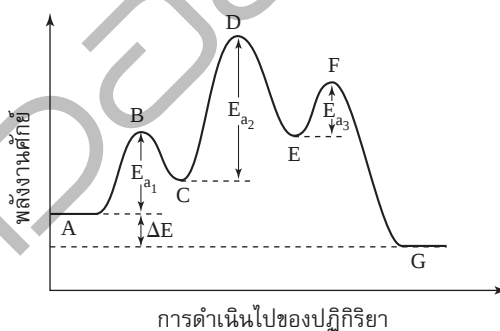
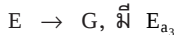
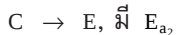
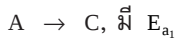


ถ้าปฏิกิริยาเคมีเกิดเพียงขั้นตอนเดียว จะมี E_a ไปข้างหน้า หรือ E'_a ย้อนกลับ อย่างละหนึ่งค่า แต่ในบางกรณีปฏิกิริยาเคมีบางชนิดจะเกิดหลายขั้นตอนก่อนที่จะเปลี่ยนไปเป็นสารผลิตภัณฑ์ เช่น ปฏิกิริยาระหว่าง $\text{SO}_2(\text{g})$ กับ $\text{NO}_2(\text{g})$ ประกอบด้วย 2 ขั้นตอน ดังนี้

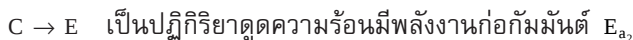


ปฏิกิริยาเคมีที่ประกอบด้วยหลายขั้นตอน จะมี E_a และ E'_a หลายค่า นิยมเลือกขั้นตอนที่ช้าที่สุด (ขั้นตอนที่มี E_a สูงสุด) เป็นขั้นตอนกำหนดอัตราการเกิดปฏิกิริยาของปฏิกิริยาหลายขั้นตอน

ปฏิกิริยา $A \rightarrow G$ ประกอบด้วย 3 ขั้นตอน คือ



เมื่อพิจารณาจากแผนภาพการดำเนินไปของปฏิกิริยา $A \rightarrow G$ เป็นปฏิกิริยาคายความร้อน (ปริมาณความร้อนที่คายออกมาเท่ากับ ΔE) จะประกอบด้วยปฏิกิริยาย่อย 3 ปฏิกิริยาย่อย ดังนี้



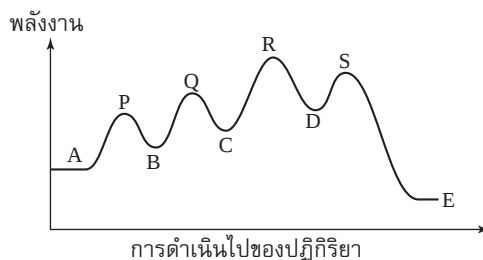
$$E_a : E_{a2} > E_{a1} > E_{a3}$$

ดังนั้น ขั้นตอนของปฏิกิริยา $C \rightarrow E$ เป็นขั้นตอนกำหนดปฏิกิริยาของ $A \rightarrow G$

สาร B, D และ F เรียกว่า สารเชิงซ้อนในสภาวะก่อกัมมันต์ (activated complexes)

สาร C และ E เป็นผลิตภัณฑ์ชั่วคราว (intermediate) หรือเรียกว่า สารมัธยันต์

ตัวอย่างที่ 8



1. ปฏิกิริยาไปข้างหน้าขั้นใดเกิดได้เร็วที่สุด
2. ปฏิกิริยาขั้นใดเป็นขั้นกำหนดปฏิกิริยาในปฏิกิริยาย้อนกลับ
3. ปฏิกิริยา $A \rightarrow E$ เป็นปฏิกิริยาดูดหรือคายความร้อน
4. จงระบุว่าปฏิกิริยาในแต่ละขั้นตอนดูดหรือคายความร้อน
5. สารใดเป็นสารเชิงซ้อนในสภาวะก่อกัมมันต์
6. สารใดเป็นผลิตภัณฑ์ชั่วคราว

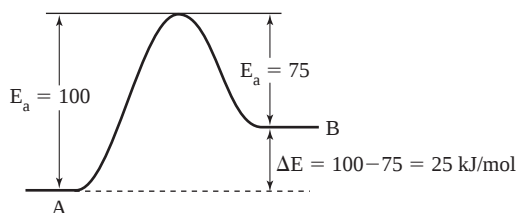
วิธีทำ

1. ขั้นตอน $D \rightarrow E$ มี E_a น้อยที่สุด
2. ขั้นตอน $E \rightarrow D$ มี E_a' ย้อนกลับมากที่สุด
3. เป็นปฏิกิริยาคายความร้อน
4. $A \rightarrow B$ (ดูดความร้อน)
 $B \rightarrow C$ (ดูดความร้อน)
 $C \rightarrow D$ (ดูดความร้อน)
 $D \rightarrow E$ (คายความร้อน)
5. สาร P, Q, R และ S
6. สาร B, C และ D

ตอบ

ตัวอย่างที่ 9 ปฏิกิริยาย้อนกลับ $A \rightleftharpoons B$ มีพลังงานก่อกัมมันต์ของปฏิกิริยาไปข้างหน้า 100 kJ/mol มีพลังงานก่อกัมมันต์ย้อนกลับ 75 kJ/mol ปฏิกิริยา $A \rightleftharpoons B$ เป็นปฏิกิริยาดูดหรือคายพลังงานกี่ kJ/mol

วิธีทำ



ปฏิกิริยา $A \rightleftharpoons B$ เป็นปฏิกิริยาดูดความร้อน 25 kJ/mol

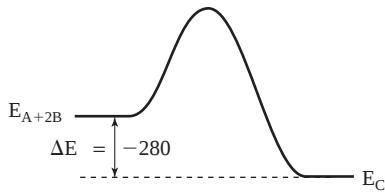
ตอบ

ตัวอย่างที่ 10 กำหนด



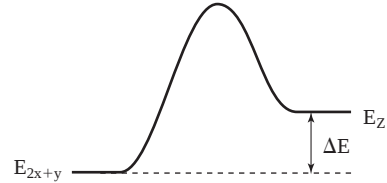
ถ้าระดับพลังงานของสารตั้งต้นใน (1) และ (2) เป็น 510 และ 340 kJ ตามลำดับ ระดับพลังงานของผลิตภัณฑ์จาก 2 ปฏิกิริยามีค่าแตกต่างกันกี่ kJ

วิธีทำ ปฏิกิริยา (1) เป็นปฏิกิริยาคายความร้อน 280 kJ



$$\begin{aligned} E_{A+2B} &= 510 \text{ kJ} \\ \Delta E &= -280 \\ &= E_C - E_{A+2B} \\ E_C &= 510 - 280 \\ &= 230 \text{ kJ} \end{aligned}$$

ปฏิกิริยา (2) เป็นปฏิกิริยาดูดความร้อน 150 kJ



$$\begin{aligned} E_{2x+y} &= 340 \text{ kJ} \\ \Delta E &= +150 \text{ kJ} \\ \Delta E &= E_Z - E_{2x+y} \\ E_Z &= 150 + 340 = 490 \text{ kJ} \\ \text{ผลต่าง } E_Z \text{ กับ } E_C &= 490 - 230 = 260 \text{ kJ} \quad \text{ตอบ} \end{aligned}$$

ปัจจัยที่มีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี



อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมีจะเกิดขึ้นเร็วหรือช้า ขึ้นอยู่กับปัจจัยต่อไปนี้

ธรรมชาติของสารตั้งต้น

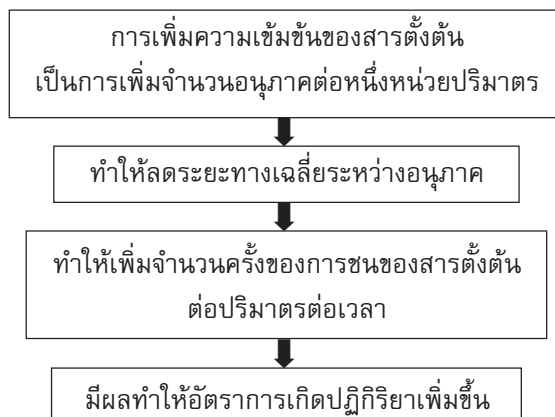
สมบัติของสารแต่ละชนิดมีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา เช่น ในปฏิกิริยาชนิดเดียวกัน ถ้าใช้สารตั้งต้นต่างกันจะเกิดปฏิกิริยาได้ในอัตราการเกิดปฏิกิริยาที่ต่างกัน

โลหะ + น้ำ $\rightarrow$ ไฮดรอกไซด์ของโลหะ + แก๊สไฮโดรเจน

พบว่า ความว่องไวในการเกิดปฏิกิริยาของโลหะหมู่ IA > หมู่ IIA > หมู่ IIIA สำหรับโลหะทรานซิชันไม่ทำปฏิกิริยากับน้ำ

ในกรณีที่ใช้สารตั้งต้นชนิดเดียวกันเกิดปฏิกิริยากับสารอื่นๆ ในลักษณะปฏิกิริยาแบบเดียวกัน อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะต่างกันด้วย เช่น Cl^- ไอออนทำปฏิกิริยากับสารละลาย AgNO_3 เกิดตะกอนขาว AgCl ได้เร็วมาก แต่พบว่า Cl^- ไอออนทำปฏิกิริยากับ $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ได้ผลึก MgCl_2 ในอัตราที่ช้า

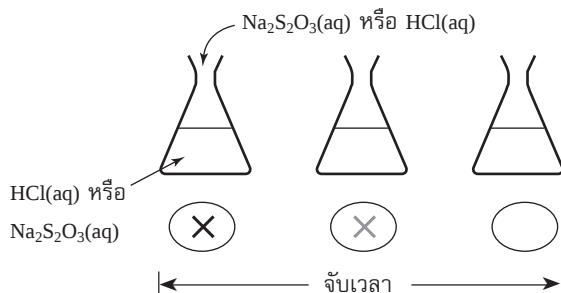
ความเข้มข้นของสารตั้งต้น



พิจารณาการทดลองระหว่าง $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{aq})$ กับ $\text{HCl}(\text{aq})$ ปฏิกริยาที่เกิดขึ้น



จะได้ตะกอนกำมะถันขาวขึ้นเกิดขึ้น ดังนั้นการทดลองจะอาศัยการดูเครื่องหมายกากบาทที่เขียนอยู่บนกระดาษขาวแล้วนำไปไว้ใต้ภาชนะเครื่องแก้วที่ใช้ทดลอง เมื่อเติม $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{aq})$ ลงไปผสมกับ $\text{HCl}(\text{aq})$ ดังรูป แล้วจับเวลาตั้งแต่เห็นกากบาทจนไม่เห็นกากบาท



● เมื่อให้ $[\text{HCl}] = 1.0 \text{ mol/dm}^3$ คงที่ และปริมาตร $\text{HCl}(\text{aq})$ ที่ใช้คงที่ (10 cm^3) และเปลี่ยนปริมาตร $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{aq})$ (ความเข้มข้น $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ที่ใช้ 0.3 mol/dm^3) ดังตาราง

ตอนที่ 1

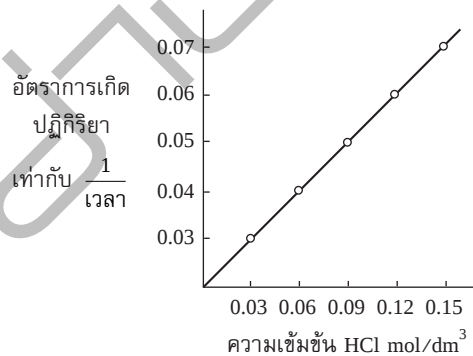
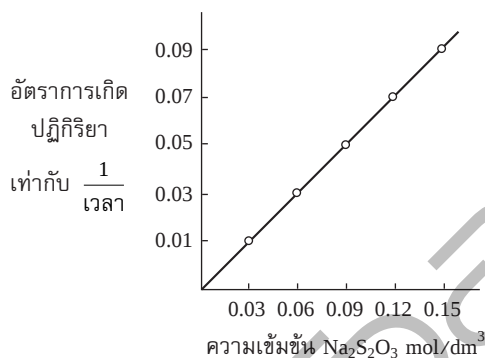
หลอดที่	ปริมาตร (cm^3)			ความเข้มข้น (C_2) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ในปริมาตร 20 cm^3	เวลา (sec)	$\frac{1}{\text{เวลา}}$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 (V_1)$	HCl	H_2O			
1	10	10	0	0.15	11.3	0.09
2	8	10	2	0.12	14.7	0.07
3	6	10	4	0.09	20.2	0.05
4	4	10	6	0.06	30.6	0.03
5	2	10	8	0.03	69.0	0.01
				ใช้ $C_1V_1 = C_2V_2$ $C_1 = 0.3 \text{ mol/dm}^3$ $V_2 = 20 \text{ cm}^3$	ผลการทดลองนี้ อาจไม่ตรงกับนักเรียน ที่ทำการทดลองก็ได้	

● ในทำนองเดียวกัน เมื่อให้ปริมาตร $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{aq})$ คงที่ แต่เปลี่ยนปริมาตร $\text{HCl}(\text{aq})$ ดังตาราง

ตอนที่ 2

หลอดที่	ปริมาตร (cm ³)			ความเข้มข้น (C ₂) HCl ในปริมาตร 20 cm ³	เวลา (sec)	$\frac{1}{\text{เวลา}}$
	HCl (V ₁)	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O			
1	10	10	0	0.15	14.5	0.07
2	8	10	2	0.12	15.3	0.06
3	6	10	4	0.09	18.1	0.05
4	4	10	6	0.06	22.2	0.04
5	2	10	8	0.03	29.0	0.03

● นำผลการทดลองที่ 1 และ 2 มาเขียนกราฟระหว่าง $\frac{1}{\text{เวลา}}$ (อัตราการเกิดปฏิกิริยา) กับความเข้มข้นของ Na₂S₂O₃ และ HCl



สรุป

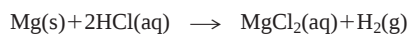
เมื่อความเข้มข้นของสารตั้งต้น Na₂S₂O₃(aq) และ HCl(aq) เพิ่มขึ้น อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเพิ่มขึ้น

ข้อสังเกต

เมื่อเพิ่มปริมาตรน้ำ เวลาในการเกิดตะกอนจนมองไม่เห็นกากบาท จะใช้เวลามากขึ้น (อัตราการเกิดปฏิกิริยาลดลง)

พื้นที่ผิวสัมผัส

ในกรณีปฏิกิริยาเนื้อสัมผัสที่มีสารตั้งต้นเป็นของแข็ง เช่น ปฏิกิริยาระหว่าง Mg กับสารละลาย HCl



พบว่า ปฏิกิริยาจะเกิดขึ้นเฉพาะผิวหน้าของของแข็ง ดังนั้นอัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมีจะแปรตามพื้นที่ผิว ถ้าควบคุมให้มวลของแข็งที่เป็นสารตั้งต้นคงที่แต่ทำให้ลักษณะของแข็งมีขนาดเล็กกลง ทำให้พื้นที่ผิวสัมผัสเพิ่มขึ้น มีผลทำให้อัตราการเกิดปฏิกิริยาเพิ่มขึ้น เช่น ถ้าใช้ลวดแมกนีเซียมในปริมาณที่เท่ากัน แต่ให้อยู่ในลักษณะต่างกันแล้วนำมาทำปฏิกิริยากับสารละลาย HCl จากนั้นเก็บแก๊ส H₂ 5 cm³ โดยการจับเวลา จะพบว่า ใช้เวลาต่างกัน ดังแสดงในตาราง

ร่วมมือ...ร่วมใจ ปฏิรูปการศึกษาไทย



หาซื้อได้แล้ววันนี้...ตามร้านหนังสือชั้นนำทั่วประเทศ

ขยันทก่อนสอบ
เคมีพื้นฐานและเพิ่มเติม ม.5



1532518100



สัญลักษณ์แห่งคุณภาพทางวิชาการ



9 789744 123831
ราคา 90 บาท