

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 13

หน่วยเรียนที่ 6 สมดุลเคมี และจลนศาสตร์เคมี
บทเรียนที่ 6.2 จลนพลศาสตร์เคมี

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจจลนพลศาสตร์เคมี

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายทฤษฎีจลนพลศาสตร์เคมี
2. คำนวณเกี่ยวกับอัตราการเกิดปฏิกิริยา
3. คำนวณเกี่ยวกับอันดับของปฏิกิริยา

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย
2. กิจกรรม

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

เอกสารประกอบการสอน

เอกสาร powerpoint

http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=137

<http://facebook.com/chemographics>

<http://slideshare.net/woravith>

การวัดผล

1. การสอบย่อย/การสอบกลางภาค/การสอบปลายภาค
2. การประเมินจากผลงานที่มอบหมาย/กิจกรรม

หน่วยเรียนที่ 6 สมดุลเคมี และจลนศาสตร์เคมี

บทเรียนที่ 6.2 จลนพลศาสตร์เคมี

หัวข้อ

6.2 จลนศาสตร์เคมี

จลนศาสตร์เคมี (chemical kinetics) คือการศึกษาอัตราการเกิดปฏิกิริยาของปฏิกิริยาหนึ่ง ๆ ซึ่งจะทำให้ทราบถึงปฏิกิริยาแต่ละชนิดเกิดขึ้นได้เร็วมากน้อยเพียงใด หรือสามารถบอกปฏิกิริยาดำเนินไปกี่ขั้นกว่าจะได้ผลิตภัณฑ์สุดท้าย

อัตราการเกิดปฏิกิริยา (reaction rate) จึงเป็นการวัดการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารเมื่อปฏิกิริยาดำเนินไปเทียบกับเวลา การวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเป็นการวัดการเปลี่ยนแปลงของจำนวนโมลของสารตั้งต้นที่ลดลงต่อหน่วยเวลา หรือจำนวนโมลของสารผลิตภัณฑ์ที่เพิ่มขึ้นต่อหน่วยเวลา

6.2.1 ทฤษฎีของจลนศาสตร์เคมี

การอธิบายอัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมีระหว่างสารตั้งต้นเข้าทำปฏิกิริยากันสามารถอธิบายโดยทฤษฎีการชน และทฤษฎีสถานะแทรนซิชัน ซึ่งทั้งสองทฤษฎีจะเน้นการชนกันของสารตั้งต้นอย่างมีประสิทธิภาพเพื่อให้เกิดสารผลิตภัณฑ์

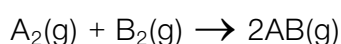
ทฤษฎีการชน

ทฤษฎีการชน (collision theory) มีหลักพื้นฐานสำคัญคือ การเกิดปฏิกิริยาเคมีใดๆ อนุภาคของสารตั้งต้น (อะตอม โมเลกุล หรือไอออน) จะต้องชนกัน ยิ่งจำนวนครั้งการชนต่อเวลามากเท่าไร อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเกิดขึ้นได้มากเท่านั้น ถ้าความเข้มข้นของสารตั้งต้นมีปริมาณมาก จำนวนครั้งการชนจะสูงส่งผลให้มีอัตราการเกิดปฏิกิริยาสูงตามไปด้วย และตามทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส เมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น โมเลกุลจะเคลื่อนที่ได้เร็วขึ้น ทำให้เกิดจำนวนครั้งการชนได้มากขึ้น อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะสูงขึ้นตามไปด้วย

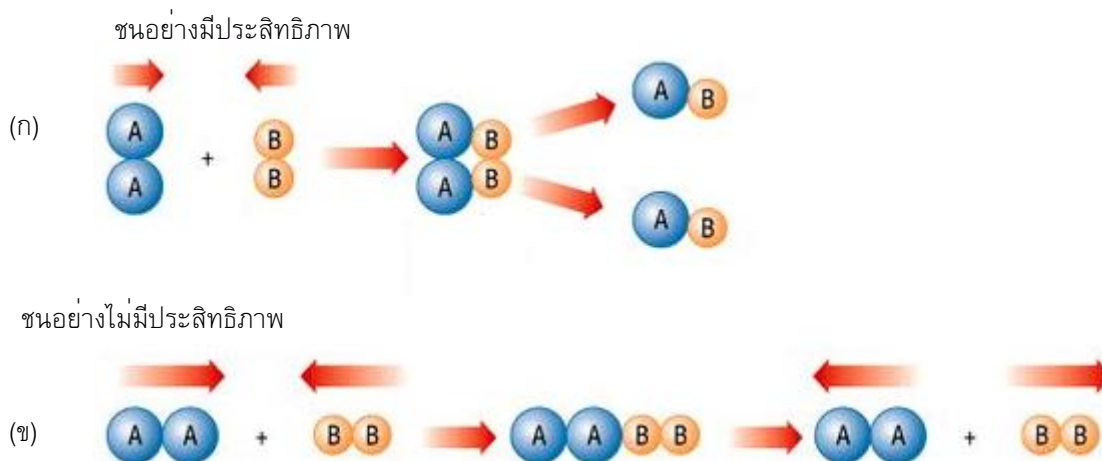
แต่จากการศึกษาจลนศาสตร์เคมีพบว่าจำนวนครั้งของการชนกันไม่ใช่ปัจจัยหลักเพียงปัจจัยเดียวที่จะสามารถบอกอัตราการเกิดปฏิกิริยาได้ ยกตัวอย่างที่ความดันบรรยากาศ (1 atm) อุณหภูมิ 20°C โมเลกุลของ N₂ และ O₂ ในอากาศปริมาตร 1 mL จะชนกันประมาณ 10²⁷ ครั้งต่อวินาที ถ้าการชนเกิดเป็นผลิตภัณฑ์ได้ทุกครั้งที่มีโมเลกุลชนกัน ในบรรยากาศปกติจะต้องมีปริมาณของแก๊ส NO จำนวนมาก แต่ในความเป็นจริงมีแก๊ส NO เกิดขึ้นเพียงเล็กน้อยเท่านั้น การชนอย่างมีประสิทธิภาพเพื่อให้เกิดสารผลิตภัณฑ์ได้จะต้องประกอบด้วย 3 เงื่อนไข คือ

- 1) โมเลกุลที่จะทำปฏิกิริยากันต้องเข้าชนกัน
- 2) โมเลกุลต้องเข้าชนในตำแหน่งและทิศทางที่เหมาะสม
- 3) โมเลกุลที่เข้าทำปฏิกิริยาต้องมีพลังงานเพียงพอ (สำหรับการสลายพันธะเดิมและสร้างพันธะขึ้นมาใหม่)

สมมติปฏิกิริยาการเกิด AB ในสถานะที่เป็นแก๊ส ดังสมการ



โมเลกุล A_2 และ B_2 ต้องชนกัน ในการชนกันนี้ ถ้ามีพลังงานเพียงพอและมีทิศทางที่เหมาะสม อะตอมและกลุ่มหมอกอิลีكتروนจะจัดเรียงกันใหม่ พันธะเดิมระหว่าง A-A และ B-B จะสลายลง และในขณะเดียวกันจะมีการสร้างพันธะใหม่ระหว่าง A-B เกิดเป็นสารผลิตภัณฑ์ AB ขึ้น ดังภาพที่ 6.10(ก) ถ้ามีการชนกันระหว่างโมเลกุล A_2 และ B_2 แต่พลังงานไม่เพียงพอหรือทิศทางไม่เหมาะสม ปฏิกริยาจะไม่ดำเนินไปเพื่อเกิดเป็น AB ขึ้น แต่สารจะกลับเป็นสารตั้งต้น A_2 และ B_2 ดังเดิม ดังภาพที่ 6.10(ข)



ลักษณะการชนกันของโมเลกุล A_2 และ B_2 (ก) การชนอย่างมีประสิทธิภาพ และ
(ข) การชนอย่างไม่มีประสิทธิภาพ

ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://www.talktalk.co.uk/reference/encyclopaedia/hutchinson/m0030471>

โมเลกุลแก๊ส A_2 1 โมลทำปฏิกิริยากับโมเลกุลแก๊ส B_2 1 โมล จากการคำนวณอาจพบว่าจำนวนครั้งของการชนหรือความถี่ของการชนกัน (collision frequency) เกิดขึ้นสูงมาก ถ้าเช่นนั้นผลิตภัณฑ์ AB ควรเกิดขึ้นรวดเร็วและมากด้วย แต่ในความจริงแล้วปฏิกิริยาเคมีไม่ได้เกิดขึ้นเพราะการชนกันเพียงอย่างเดียว เนื่องจากการชนที่จะก่อผลให้เกิดผลิตภัณฑ์ที่มีหลักสำคัญคือ การชนต้องเกิดขึ้นในตำแหน่งและทิศทางที่เหมาะสม เมื่อเปรียบเทียบจำนวนครั้งในการชนกับผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้น กลับพบว่าจำนวนครั้งของการชนกันมีอิทธิพลน้อยมากที่จะเกิดเป็นสารผลิตภัณฑ์

ตัวอย่างแก๊สผสมระหว่าง H_2 และ I_2 ที่ความดันและอุณหภูมิปกติ โมเลกุลทั้งสองจะชนกันประมาณ 10^{10} ครั้งต่อวินาที กลับพบว่าที่อุณหภูมิห้อง ปฏิกิริยาดังกล่าวเกิดขึ้นได้ช้ามาก การชนกันที่เกิดเป็นผลิตภัณฑ์ HI เกิดขึ้นเพียง 1 ใน 10^{13} ครั้งของการชนโดยประมาณ

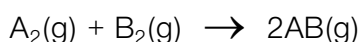
เมื่อพิจารณาการชนกัน โมเลกุลของสารตั้งต้นที่จะเข้าทำปฏิกิริยากัน เคลื่อนที่เข้าใกล้กันและจะชนกัน จะมีแรงผลักกันระหว่างกลุ่มหมอกอิลีكتروนเป็นเหตุให้โมเลกุลเคลื่อนที่ได้ช้าลง พลังงานจลน์ของโมเลกุลจะลดลงและในขณะเดียวกันพลังงานศักย์จะค่อย ๆ เพิ่มขึ้น หรืออาจกล่าวได้ว่า ขณะโมเลกุลชนกันพลังงานจลน์จะค่อย ๆ เปลี่ยนเป็นพลังงานศักย์ ดังนั้น

(1) ถ้าโมเลกุลของสารที่จะเข้าทำปฏิกิริยากันมีพลังงานจลน์ต่ำ (เคลื่อนที่ช้า) โมเลกุลของสารนั้นไม่สามารถเคลื่อนที่เข้าใกล้กันจนเกิดการสร้างพันธะเคมีให้เกิดเป็นผลิตภัณฑ์ได้ หรือกล่าวได้ว่า พลังงาน

ศักย์ที่ถูกเปลี่ยนจากพลังงานจลน์ไม่เพียงพอที่จะชนะแรงผลักของกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนเพื่อให้เกิดการเกิดพันธะใหม่ เป็นผลให้โมเลกุลทั้งสองจะเคลื่อนที่ออกจากกันโดยไม่เกิดเป็นสารผลิตภัณฑ์

(2) ถ้าโมเลกุลของสารเคลื่อนที่เข้าชนกันด้วยความเร็วสูง (พลังงานจลน์สูง) พลังงานศักย์ที่เกิดขึ้นสูงพอที่จะชนะแรงผลักของกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนแล้วทำให้เกิดสลายพันธะเดิมและสร้างพันธะใหม่เกิดขึ้นได้เป็นสารผลิตภัณฑ์

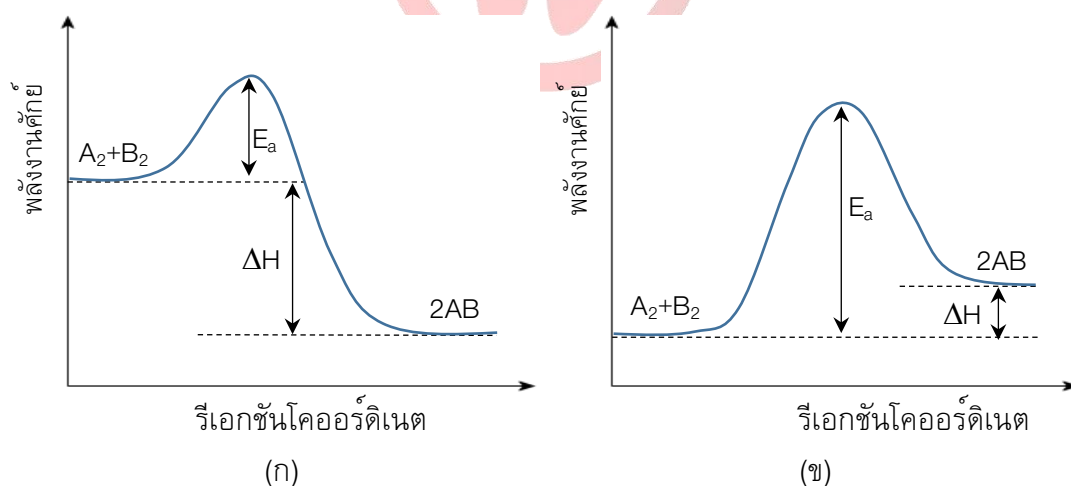
ตัวอย่าง ปฏิกริยาระหว่าง A_2 กับ B_2 ดังสมการ



การเปลี่ยนแปลงของพลังงานศักย์ขณะที่สารทำปฏิกริยากัน แสดงในภาพที่ 6.11 แกนนอนเรียกว่า รีเอกชันโคออร์ดิเนต (reaction coordinate) ซึ่งแสดงถึงความก้าวหน้าของปฏิกริยา (หรือปฏิกริยาดำเนินไปข้างหน้า) แกนตั้งแสดงพลังงานศักย์ของโมเลกุล A_2 และ B_2 เมื่อทั้งสองโมเลกุลเข้าใกล้กัน พลังงานศักย์จะเพิ่มขึ้นถึงค่าหนึ่ง (จุดยอดของเส้นโค้ง) โมเลกุล A_2 และ B_2 จะเปลี่ยนเป็นผลิตภัณฑ์ AB 2 โมเลกุล พลังงานศักย์จะลดลงเมื่อผลิตภัณฑ์ AB ที่เกิดขึ้นเคลื่อนที่ออกจากกัน เส้นกราฟพลังงานศักย์สามารถบอกได้ว่าปฏิกริยาที่เกิดขึ้นนั้นเป็นปฏิกริยาแบบคายความร้อน (exothermic) หรือดูดความร้อน (endothermic) ดังนี้

1) ถ้าผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นมีระดับพลังงานศักย์ต่ำกว่าพลังงานของสารตั้งต้น (ค่า ΔH จะเป็นลบ) ปฏิกริยานั้นเป็นปฏิกริยาคายความร้อน ดังภาพที่ 6.11(ก)

2) ถ้าผลิตภัณฑ์มีระดับพลังงานศักย์สูงกว่าตัวของสารตั้งต้น (ค่า ΔH จะเป็นบวก) ปฏิกริยานั้นจะเป็นปฏิกริยาดูดความร้อน ดังภาพที่ 6.11(ข)



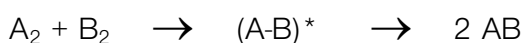
ภาพที่ 6.11 พลังงานศักย์สำหรับปฏิกริยา (ก) คายความร้อน และ (ข) ดูดความร้อน

ทฤษฎีสภาวะแทรนซิชัน

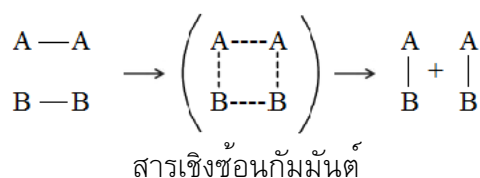
ทฤษฎีสภาวะแทรนซิชัน (transition state theory) หรือเรียกว่า ทฤษฎีสารเชิงซ้อนกัมมันต์ (activated complex theory) เป็นผลงานของ ไฮร์ริง (Henry Eyring) ใช้อธิบายเกี่ยวกับพลังงานที่จะทำให้การชนกันเกิดปฏิกริยา โดยพิจารณาถึงลักษณะโครงสร้างโมเลกุลของสารตั้งต้นที่ต้องเปลี่ยนแปลง

พันธะแบบยึดออก แตกออกและสร้างพันธะใหม่ที่ไม่เสถียรชั่วขณะหนึ่ง เรียกสารที่เกิดขึ้นในสภาวะชั่วคราวนี้ว่า สารเชิงซ้อนกัมมันต์ (activated complex)

พิจารณาปฏิกิริยาระหว่าง A_2 และ B_2 เมื่อโมเลกุลทั้งสองชนกัน แรงผลักระหว่างประจุของกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนจะเป็นเหตุให้โมเลกุล A_2 และ B_2 ไม่สามารถเข้าใกล้ชิดพอที่จะทำให้เกิดพันธะ $A-B$ ขึ้นได้ อย่างไรก็ตาม การชนที่ก่อให้เกิดปฏิกิริยาจะทำให้โมเลกุล A_2 และ B_2 ที่มีพลังงานสูงมารวมตัวกันเกิดเป็นสารเชิงซ้อนกัมมันต์ (A_2B_2) ที่มีอายุเพียงสั้นมากและไม่เสถียร สารเชิงซ้อนกัมมันต์ A_2B_2 ที่เกิดขึ้นนี้อาจจะแตกตัวเกิดเป็นโมเลกุล AB สองโมเลกุล (สารผลิตภัณฑ์) หรือรวมตัวกลับไปเป็น A_2 และ B_2 อย่างเดิม ดังภาพที่ 6.12



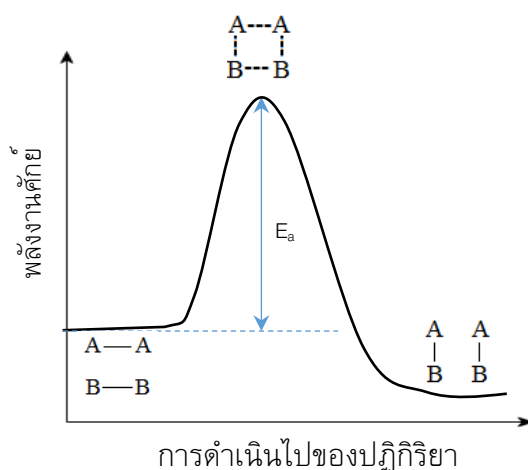
อาจเขียนได้ดังนี้



ภาพที่ 6.12 การเปลี่ยนแปลงของสารเชิงซ้อนกัมมันต์

เส้นประ (---) ระหว่างอะตอมในสารเชิงซ้อนกัมมันต์ แสดงให้เห็นว่าพันธะของสาร $A-A$ และ $B-B$ เริ่มยึดออกและเริ่มแตกสลาย และพันธะระหว่าง A กับ B ที่เป็นสารผลิตภัณฑ์เริ่มเกิดขึ้น ในสภาวะที่แสดง $(A-B)^*$ เรียกว่า สภาวะทรานซิชัน (transition state) ภาพที่ 6.13 บริเวณยอดสุดของเส้นโค้งถือว่าเป็นสภาวะที่ไม่เสถียร ซึ่งอาจเกิดการเปลี่ยนไปเป็นสารผลิตภัณฑ์ได้ ถ้ามีพลังงานศักย์สูงกว่า หรืออาจกลับมาเป็นสารตั้งต้นดั้งเดิม ถ้ามีพลังงานศักย์ต่ำกว่าสภาวะทรานซิชัน

สารเชิงซ้อนกัมมันต์ไม่ได้เป็นโมเลกุล แต่เป็นเพียงการจัดเรียงตัวแบบชั่วคราวของอะตอมเท่านั้น ซึ่งทำให้โครงสร้างของสารเชิงซ้อนกัมมันต์ไม่เสถียรและจะสลายตัวในเวลารวดเร็ว ดังนั้น จึงไม่สามารถแยกออกมาหรือตรวจสอบได้ ในการเกิดเป็นสารเชิงซ้อนกัมมันต์พันธะระหว่างอะตอม $A-A$ และ $B-B$ จะอ่อนตัวลงและเกิดการแตกสลายบางส่วน ในขณะที่เดียวกันพันธะระหว่าง $A-B$ จะเกิดขึ้นมาเป็นบางส่วน ทำให้สภาวะที่เชิงซ้อนกัมมันต์เกิดขึ้นนี้มีพลังงานศักย์สูงมาก

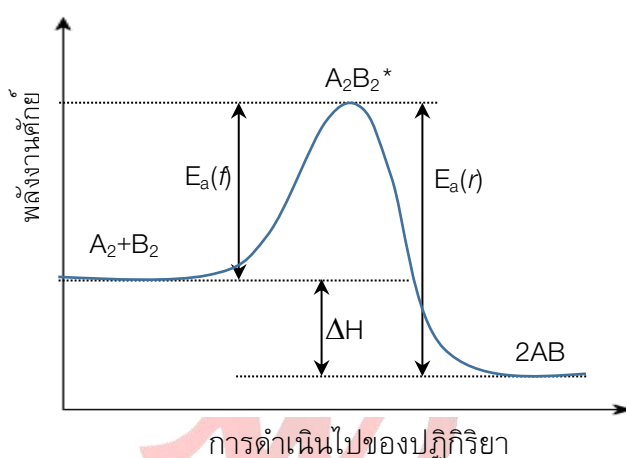


ภาพที่ 6.13 พลังงานศักย์ของการเปลี่ยนแปลงในสารเชิงซ้อนกัมมันต์

การอธิบายพลังงานศักย์สำหรับปฏิกิริยาระหว่างโมเลกุล A_2 และ B_2 (ภาพที่ 6.13) ซึ่งแสดงให้เห็นว่าพลังงานศักย์ของสารที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยามีการเปลี่ยนแปลงขณะที่ปฏิกิริยาดำเนินไปในลักษณะใดลักษณะหนึ่ง ซึ่งสารเชิงซ้อนกัมมันต์อาจจะแตกสลายได้ 2 แบบคือ

1) ถ้าสารเชิงซ้อนกัมมันต์เปลี่ยนกลับไปเป็นสารตั้งต้นดั้งเดิม (A_2 และ B_2) จะมีการคายพลังงานก่อกัมมันต์ให้แก่โมเลกุล A_2 และ B_2 ในรูปของพลังงานจลน์ของโมเลกุลทั้งสอง ในกรณีเช่นนี้กล่าวได้ว่าปฏิกิริยาไม่ได้เกิดขึ้น

2) ถ้าสารเชิงซ้อนกัมมันต์เปลี่ยนไปเป็นสารผลิตภัณฑ์ เกิดโมเลกุล AB จำนวน 2 โมเลกุล จะมีการคายพลังงานออกมาในรูปพลังงานจลน์ของโมเลกุล AB ผลต่างระหว่างพลังงานที่ดูดกลืนเข้าไปกับพลังงานที่คายออกมา เรียกว่า เอนทัลปี (ΔH)



ภาพที่ 6.14 พลังงานศักย์ของปฏิกิริยาของสารเชิงซ้อนกัมมันต์

6.2.2 อัตราการเกิดปฏิกิริยา

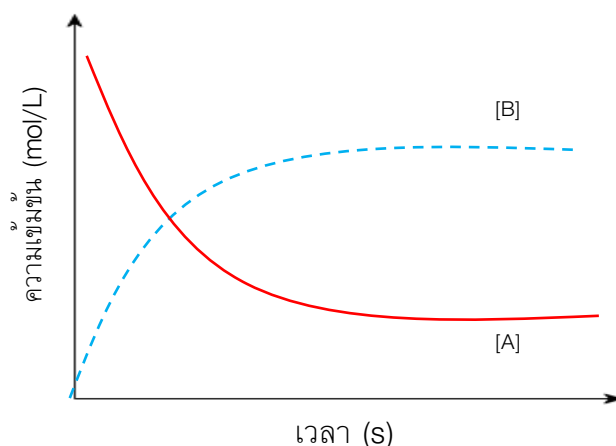
การวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยาโดยทั่วไปจะวัดจากปริมาณ (ความเข้มข้น) ของสารตั้งต้นที่ลดลงต่อหน่วยเวลา หรือปริมาณ (ความเข้มข้น) ของสารผลิตภัณฑ์ที่เพิ่มขึ้นต่อหน่วยเวลา อัตราการเกิดปฏิกิริยา วัดได้ 2 ลักษณะคือ

1) อัตราการเกิดปฏิกิริยาเฉลี่ย (average rate) หมายถึง ค่าที่แสดงถึงปริมาณของสารตั้งต้นที่ลดลงหรือสารผลิตภัณฑ์ที่เพิ่มขึ้นตั้งแต่เริ่มต้นจนถึงสิ้นสุดปฏิกิริยาในหนึ่งหน่วยเวลา

2) อัตราการเกิดในปฏิกิริยา ณ ขณะใดขณะหนึ่ง (instantaneous rate) หมายถึง ค่าที่แสดงถึงปริมาณของสารตั้งต้นที่ลดลงหรือสารผลิตภัณฑ์ที่เพิ่มขึ้นในช่วงเวลาใดเวลาหนึ่ง ในขณะที่ปฏิกิริยายังดำเนินอยู่ ซึ่งจะหาอัตราการเกิดปฏิกิริยาได้จากค่าความชันของกราฟเส้นตรง



เวลาเริ่มต้น (t_0) มีเฉพาะสารตั้งต้น A เท่านั้นในระบบ ทำให้มีความเข้มข้นของสาร A สูง ในขณะที่ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์ B เป็นศูนย์ แต่เมื่อเกิดปฏิกิริยาและปฏิกิริยาดำเนินไปเรื่อยๆ ความเข้มข้นของสาร A จะลดลงทีละน้อย ในขณะที่ความเข้มข้นของสาร B เพิ่มขึ้นทีละน้อย ดังภาพที่ 6.16



ภาพที่ 6.16 การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสาร A และ B ในการเกิดปฏิกิริยาเคมี

การวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยาของปฏิกิริยาใดๆ สามารถทำได้โดยวัดติดตามการเพิ่มขึ้นของสารผลิตภัณฑ์ หรือการลดลงของสารตั้งต้น ใดๆ หนึ่งอย่างใดอย่างหนึ่ง ดังนี้

$$\text{อัตราการเกิดปฏิกิริยา} = \frac{\text{ความเข้มข้นของสารตั้งต้นที่ลดลง}}{\text{เวลาที่เปลี่ยนแปลงไป}}$$

$$\text{อัตราการเกิดปฏิกิริยา} = \frac{\text{ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์ที่เพิ่มขึ้น}}{\text{เวลาที่เปลี่ยนแปลงไป}}$$



อัตราการเกิดปฏิกิริยาโดยการวัดการเพิ่มขึ้นของสารผลิตภัณฑ์เทียบกับเวลา เขียนได้เป็น

$$\text{rate} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{[B]_2 - [B]_1}{t_2 - t_1} \quad \text{.....(6.30)}$$

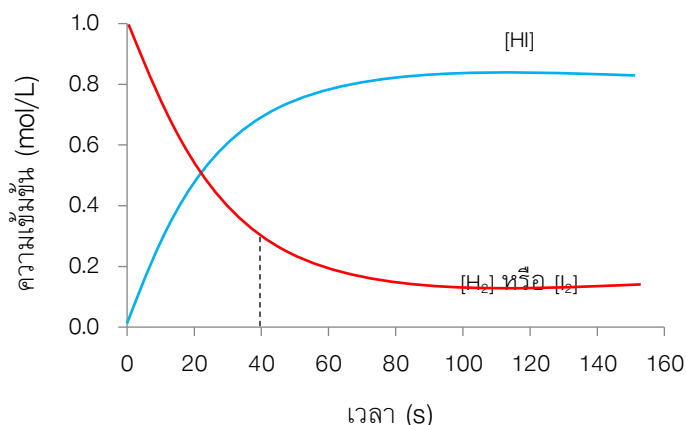
อัตราการเกิดปฏิกิริยาโดยการวัดการลดลงของสารตั้งต้นเทียบกับเวลา เขียนได้เป็น

$$\text{rate} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{[A]_2 - [A]_1}{t_2 - t_1} \quad \text{.....(6.31)}$$

อัตราการเกิดปฏิกิริยาโดยการวัดการลดลงของสารตั้งต้นจะมีค่าเป็นลบ เนื่องจากความเข้มข้นสารตั้งต้นลดลง

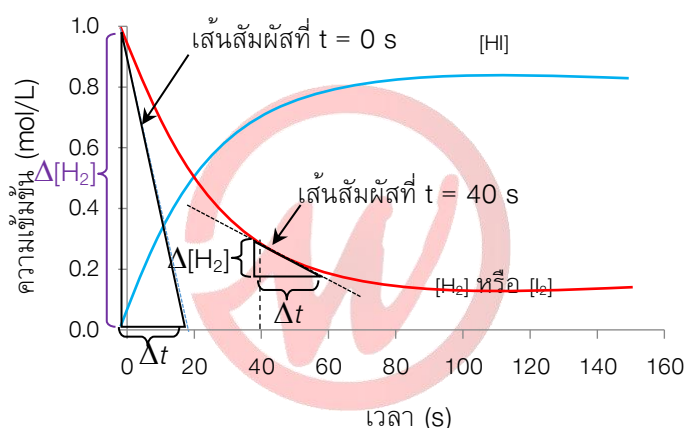


ภาพที่ 6.17 แสดงระหว่างความเข้มข้นของสารทั้งหมดที่เวลาต่างๆ กัน ถ้าความเข้มข้นเริ่มต้นของ I_2 และ H_2 เท่ากัน เส้นกราฟแสดงการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของ I_2 กับเวลาจะเป็นลักษณะเดียวกันกับ H_2 ในช่วงเริ่มต้นความเข้มข้นของ HI จะเท่ากับศูนย์และเพิ่มขึ้นอย่างรวดเร็วในช่วงแรกของปฏิกิริยา และความเข้มข้นของ H_2 จะลดลงอย่างรวดเร็ว อัตราการเกิดปฏิกิริยาในช่วงเริ่มต้น เรียกว่า อัตราเริ่มต้น (initial rate) แต่เมื่อปฏิกิริยาดำเนินไปเรื่อยๆ การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของทั้งสารผลิตภัณฑ์และสารตั้งต้นจะดำเนินไปอย่างช้าๆ



ภาพที่ 6.17 แสดงการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์เทียบกับเวลา

เนื่องจากอัตราการเกิดปฏิกิริยาในแต่ละช่วงเวลามีการเปลี่ยนแปลงได้ไม่เท่ากัน ดังนั้น การหาอัตราการเกิดปฏิกิริยาที่ระยะเวลาใดเวลาหนึ่งในช่วงเวลาที่กำหนด ไม่ว่าจะเป็นการลดลงของ $[H_2]$ หรือการเพิ่มของ $[HI]$ หาได้จากความชันของเส้นสัมผัสที่ลากสัมผัสกับเส้นกราฟ ดังภาพที่ 6.18



ภาพที่ 6.18 การหาอัตราการเกิดปฏิกิริยาโดยลากเส้นสัมผัสกับเส้นกราฟ

จากภาพที่ 6.18 หากพิจารณาอัตราการลดลงของ $[H_2]$ ที่เวลาเริ่มต้น โดยลากเส้นสัมผัสกับเส้นกราฟที่เวลา 0 วินาที ลากต่อออกมาที่เวลา 20 วินาที เพื่อจะให้เห็นว่าในช่วงเวลา 20 วินาทีแรก จะได้ว่า

$$\begin{aligned} \text{อัตราการลดลงของ } [H_2] &= -\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} \\ &= -\frac{(1.0 \text{ mol/L} - 0 \text{ mol/L})}{(20 \text{ s} - 0 \text{ s})} = -0.05 \text{ mol/L}\cdot\text{s} \end{aligned}$$

ดังนั้น อัตราเริ่มต้นของการลดลงของ $[H_2]$ เท่ากับ 0.05 โมลต่อลิตรต่อวินาที เมื่อปฏิกิริยาดำเนินไปเรื่อยๆ อัตราการเกิดปฏิกิริยาเมื่อพิจารณาในเทอมของการลดลงของ $[H_2]$ จะน้อยลง เช่นในช่วงวินาทีที่ 40 อัตราการลดลงของ $[H_2]$ เป็น

$$\text{อัตราการลดลงของ } [H_2] = -\frac{(0.3 \text{ mol/L} - 0.2 \text{ mol/L})}{60 \text{ s} - 40 \text{ s}} = -0.005 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

ดังนั้น อัตราการลดลงของ $[H_2]$ ที่เวลา 40 วินาทีเท่ากับ 0.005 โมลต่อลิตรต่อวินาที ซึ่งเป็นอัตราที่ลดลงช้ากว่าอัตราเริ่มต้นถึง 10 เท่า

ตัวอย่าง 6.18 ปฏิกิริยาสลายตัวของไนโตรเจนไดออกไซด์ ดังสมการ $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ ที่อุณหภูมิ 300°C ความเข้มข้นของ NO_2 , NO และ O_2 เทียบกับเวลา ดังนี้

เวลา (s)	ความเข้มข้น (mol/L)		
	$[\text{NO}_2]$	$[\text{NO}]$	$[\text{O}_2]$
0	0.0100	0	0
50	0.0079	0.0021	0.0011
100	0.0065	0.0035	0.0018
150	0.0055	0.0045	0.0023
200	0.0048	0.0052	0.0026
250	0.0043	0.0057	0.0029
300	0.0038	0.0062	0.0031
350	0.0034	0.0066	0.0033
400	0.0031	0.0069	0.0035

จงหาอัตราเริ่มต้นของ NO_2 ภายในเวลา 50 วินาทีแรก

วิธีคิด จากผลการทดลองพบว่าความเข้มข้นของ NO_2 จะลดลงและความเข้มข้นของ NO และ O_2 จะเพิ่มขึ้นเมื่อเวลาของปฏิกิริยาดำเนินไป การคำนวณอัตราเริ่มต้นของ NO_2 ภายในเวลา 50 วินาทีแรก เป็นการลดลงสารตั้งต้น

$$\begin{aligned} \text{rate} &= -\frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} = -\frac{[\text{NO}_2]_{50\text{s}} - [\text{NO}_2]_{0\text{s}}}{t_{50\text{s}} - t_{0\text{s}}} \\ &= -\frac{(0.0079 \text{ mol/L} - 0.0100 \text{ mol/L})}{50 \text{ s} - 0 \text{ s}} \\ &= -4.2 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s} \end{aligned}$$

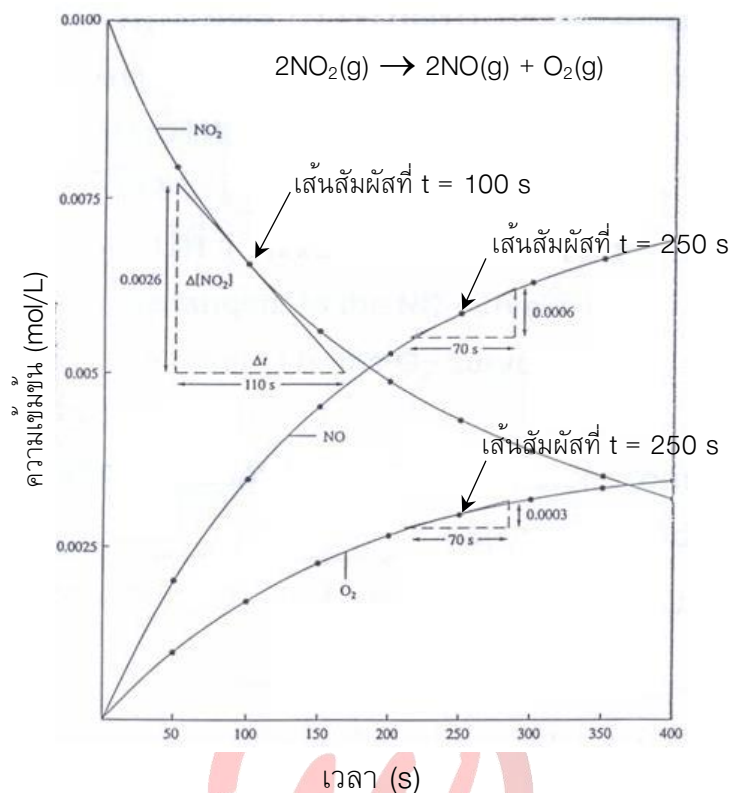
อัตราเริ่มต้นของการลดลงของ $[\text{NO}_2]$ ในช่วงเวลา 50 วินาทีแรกเท่ากับ $4.2 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$

จากตัวอย่าง 6.18 พบว่าอัตราเริ่มต้นของการลดลงของ $[\text{NO}_2]$ ในช่วงเวลา 50 วินาทีแรกเท่ากับ $4.2 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$ และเมื่อคำนวณอัตราการเกิดปฏิกิริยาเฉลี่ยของการลดลงของ $[\text{NO}_2]$ ในช่วงเวลาต่างๆ กัน จะได้ดังตารางที่ 6.7 ซึ่งจะเห็นว่าอัตราการเกิดปฏิกิริยามีค่าไม่คงที่ แต่จะลดลงเมื่อเวลาเพิ่มขึ้น เนื่องจากสารที่เข้าทำปฏิกิริยามีปริมาณที่น้อยลง

ตารางที่ 6.7 อัตราการเกิดปฏิกิริยาเฉลี่ยของปฏิกิริยาในช่วงเวลาที่เปลี่ยนแปลงไป

ช่วงเวลาที่เปลี่ยนแปลง (s)	$\frac{[\text{NO}_2]}{\Delta t}$ (mol/L·s)
0 - 50	-4.2×10^{-5}
50 - 100	-2.8×10^{-5}
100 - 150	-2.0×10^{-5}
150 - 200	-1.4×10^{-5}
200 - 250	-1.0×10^{-5}

อัตราการเกิดปฏิกิริยา ณ ขณะใดขณะหนึ่งสามารถหาได้จากความชันของเส้นสัมผัสที่ลากสัมผัสกับเส้นกราฟของที่เวลาที่ต้องการหาอัตราการเกิดปฏิกิริยา ดังแสดงในรูป 6.19



ภาพที่ 6.19 แสดงการหาอัตราการเกิดปฏิกิริยา ณ ขณะใดขณะหนึ่งโดยลากเส้นสัมผัส

จากภาพที่ 6.19 เมื่อพิจารณาการลดลงของ $[\text{NO}_2]$ เส้นสัมผัสที่ลากสัมผัสกับเส้นกราฟที่เวลา 100 วินาที จะได้

$$\text{rate} = -\frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} = -\frac{0.0026}{110} = -2.36 \times 10^{-5}$$

ความชันในช่วงนี้จะบอกถึงอัตราการเกิดปฏิกิริยา เมื่อพิจารณาจากการลดลงของ $[\text{NO}_2]$ ที่เวลา 100 วินาทีแรก มีอัตราลดลงเท่ากับ $2.36 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$

ในทำนองเดียวกัน ถ้าพิจารณาการเพิ่มขึ้นของ $[\text{NO}]$ และ $[\text{O}_2]$ ที่เวลา 250 วินาที จะมีอัตราการเกิดปฏิกิริยาเป็น $8.57 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$ และ $4.28 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$ ตามลำดับ จะเห็นว่าอัตราการเกิดปฏิกิริยาของ NO และ O_2 ที่เวลา 250 วินาที มีอัตราที่ไม่เท่ากัน และจากภาพที่ 6.19 จะเห็นว่าอัตราการเกิด $[\text{NO}]$ เป็นสองเท่าของอัตราการเกิดของ $[\text{O}_2]$ สรุปการเปลี่ยนแปลงเทียบกับเวลาของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ ได้เป็น

$$\text{rate} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} \quad \dots(6.32)$$

โดยทั่วไปการเขียนอัตราการเปลี่ยนแปลงของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์เทียบกับเวลานิยมเขียนเป็นสมการดิฟเฟอเรนเชียล ดังนั้นสมการ (6.32) เขียนเป็นสมการดิฟเฟอเรนเชียล ได้คือ

$$\text{rate} = -\frac{1}{2} \frac{d[\text{NO}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{NO}]}{dt} = \frac{d[\text{O}_2]}{dt} \quad \text{.....(6.33)}$$

ปฏิกิริยาเคมีโดยทั่วไป ความเข้มข้นของสารตั้งต้นเป็นปัจจัยที่มีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา ดังนั้นอัตราการเกิดปฏิกิริยาจึงเป็นสัดส่วนโดยตรงกับความเข้มข้นของสารตั้งต้น พิจารณาจากปฏิกิริยาทั่วไปคือ



เมื่อ A และ B = สารตั้งต้น

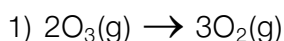
C และ D = สารผลิตภัณฑ์

a, b, c และ d = เลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของสาร A, B, C และ D ตามลำดับ

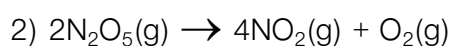
ดังนั้น

$$\text{rate} = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt} \quad \text{.....(6.35)}$$

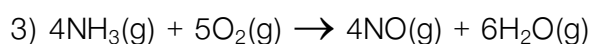
ตัวอย่าง 6.19 เขียนอัตราการเกิดปฏิกิริยาที่แสดงความสัมพันธ์ของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์



$$\text{rate} = -\frac{1}{2} \frac{d[\text{O}_3]}{dt} = \frac{1}{3} \frac{d[\text{O}_2]}{dt}$$

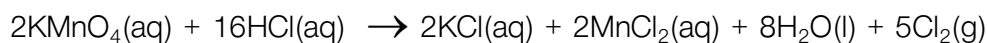


$$\text{rate} = -\frac{1}{2} \frac{d[\text{N}_2\text{O}_5]}{dt} = \frac{1}{4} \frac{d[\text{NO}_2]}{dt} = \frac{d[\text{O}_2]}{dt}$$



$$\text{rate} = -\frac{1}{4} \frac{d[\text{NH}_3]}{dt} = -\frac{1}{5} \frac{d[\text{O}_2]}{dt} = \frac{1}{4} \frac{d[\text{NO}]}{dt} = \frac{1}{6} \frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt}$$

ตัวอย่าง 6.20 ปฏิกิริยา



ถ้าอัตราการลดลงของ HCl เป็น 2.0 mol/s จงหาอัตราการเกิด Cl_2 ในหน่วย L/s ที่ STP

วิธีคิด จากปฏิกิริยาเขียนอัตราการเกิดปฏิกิริยาที่แสดงความสัมพันธ์ของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ ได้คือ

$$\text{rate} = -\frac{1}{2} \frac{d[\text{KMnO}_4]}{dt} = -\frac{1}{16} \frac{d[\text{HCl}]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{KCl}]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{MnCl}_2]}{dt} = \frac{1}{8} \frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt} = \frac{1}{5} \frac{d[\text{Cl}_2]}{dt}$$

แต่จากโจทย์ให้หาอัตราการเกิด Cl_2 โดยกำหนดอัตราการลดลงของ HCl ดังนั้น

$$-\frac{1}{16} \frac{d[\text{HCl}]}{dt} = \frac{1}{5} \frac{d[\text{Cl}_2]}{dt}$$

$$\frac{d[\text{Cl}_2]}{dt} = -\frac{5}{16} \frac{d[\text{HCl}]}{dt}$$

$$\begin{aligned} \text{อัตราการเกิด Cl}_2 &= \frac{5}{16} (2.0 \text{ mol/s}) \\ &= 0.625 \text{ mol/s} \end{aligned}$$

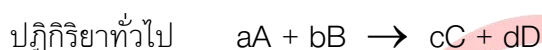
$$\text{ที่ STP อัตราการเกิด Cl}_2 = (0.625 \text{ mol/s})(22.4 \text{ L}) = 14 \text{ L/s}$$

กฎอัตราดิฟเฟอเรนเชียล

1) สมการอัตรา

อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะขึ้นกับความเข้มข้นของสารตั้งต้นเป็นหลัก อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะสูงมาก (ความเร็วมาก) เมื่อสารตั้งต้นมีความเข้มข้นสูงๆ สมการทางคณิตศาสตร์ที่แสดงถึงความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นของสารตั้งต้นกับอัตราการเกิดปฏิกิริยาเรียกว่า กฎอัตราดิฟเฟอเรนเชียล (differential rate law) กล่าวคือ อัตราการเกิดปฏิกิริยาเป็นสัดส่วนโดยตรงกับผลคูณของความเข้มข้นของสารตั้งต้นยกกำลังด้วยอันดับของปฏิกิริยาเมื่อคิดเทียบสารนั้น

กฎอัตราดิฟเฟอเรนเชียล โดยทั่วไปเรียกว่า กฎอัตรา (rate law) หรือ สมการอัตรา (rate equation)



สมการอัตรา เขียนได้เป็น

$$\text{rate} = k[A]^m[B]^n \quad \text{.....(6.36)}$$

เมื่อ $\text{rate} =$ อัตราการเกิดปฏิกิริยา

$k =$ ค่าคงที่อัตรา

$[A]$ และ $[B] =$ ความเข้มข้นของสาร A และ B ตามลำดับ

m และ $n =$ อันดับของปฏิกิริยา

สมการอัตรา (สมการ 6.36) เป็นความสัมพันธ์ระหว่างอัตราการเกิดปฏิกิริยากับสารตั้งต้นเท่านั้น (สารผลิตภัณฑ์ไม่เกี่ยวข้องกับสมการอัตรา) ตัวแปร m และ n ซึ่งเป็นอันดับปฏิกิริยาเมื่อคิดเทียบกับ A และ B ตามลำดับ ซึ่งอันดับของปฏิกิริยาหาได้จากการทดลองเท่านั้น (ค่า m และ n ไม่ใช่และไม่จำเป็นต้องเท่ากับเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลในสมการเคมีที่ดุลแล้ว)

จากสมการ (6.36) พิจารณาอันดับของปฏิกิริยาได้เป็น

ถ้า $m = 1$ เรียกว่าเป็น ปฏิกิริยาอันดับหนึ่งเมื่อคิดเทียบสาร A เป็นหลัก

ถ้า $n = 1$ เรียกว่าเป็น ปฏิกิริยาอันดับหนึ่งเมื่อคิดเทียบสาร B เป็นหลัก

ถ้า $m = 2$ เรียกว่าเป็น ปฏิกิริยาอันดับสองเมื่อคิดเทียบสาร A เป็นหลัก

ถ้า $n = 2$ เรียกว่าเป็น ปฏิกิริยาอันดับสองเมื่อคิดเทียบสาร B เป็นหลัก

ผลบวกของ m กับ n เรียกว่า อันดับรวมของปฏิกิริยา (overall reaction order)

ถ้า $m+n = 0$ เรียกว่า ปฏิกิริยาอันดับศูนย์ (zero-order reaction) เป็นปฏิกิริยาที่มีอันดับของปฏิกิริยารวมเท่ากับศูนย์แสดงว่า อัตราการเกิดปฏิกิริยาไม่ขึ้นกับความเข้มข้นของสารตั้งต้น

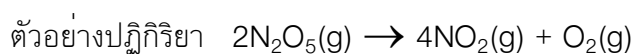
ถ้า $m+n = 1$ เรียกว่า ปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง (first-order reaction) เป็นปฏิกิริยาที่มีอันดับของปฏิกิริยารวมเท่ากับ 1

ถ้า $m+n = 2$ เรียกว่า ปฏิกิริยาอันดับสอง (second-order reaction) เป็นปฏิกิริยาที่มีอันดับของปฏิกิริยารวมเท่ากับ 2 หมายความว่า อัตราการเกิดปฏิกิริยาขึ้นกับความเข้มข้นของสารตั้งต้น

ถ้า $m+n = 3$ เรียกว่า ปฏิกิริยาอันดับสาม (third-order reaction)

ถ้า $m+n = 3/2$ เรียกว่า ปฏิกิริยาอันดับสามส่วนสอง (three-halves order reaction)

2) ความหมายของสมการอัตรา



สมมติ สมการอัตรา คือ $\text{rate} = k[\text{N}_2\text{O}_5]$

หมายความว่า อันดับปฏิกิริยาเมื่อเทียบกับ N_2O_5 เท่ากับ 1 (ปฏิกิริยาอันดับ 1 เมื่อเทียบกับสาร N_2O_5)

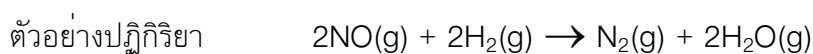
เมื่อแปลความหมายจากสมการอัตราจะได้ว่า ถ้าความเข้มข้นของ N_2O_5 เพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่า อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเพิ่มขึ้นสองเท่าเช่นกัน หรือถ้าความเข้มข้นของ N_2O_5 ลดลง 2 เท่า อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะลดลง 2 เท่าเช่นกัน



สมมติ สมการอัตรา คือ $\text{rate} = k[\text{NO}_2][\text{HCl}]$

หมายความว่า อันดับปฏิกิริยาเมื่อเทียบกับ NO_2 เท่ากับ 1 และเทียบกับ HCl เท่ากับ 1

จากสมการอัตรานี้ ถ้าความเข้มข้นของ NO_2 หรือ HCl อย่างใดอย่างหนึ่งเพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่า โดยอีกตัวหนึ่งคงที่ จะทำให้อัตราการเกิดปฏิกิริยาเพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่า แต่ถ้าความเข้มข้นของสารตั้งต้นทั้งสองต่างเพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่าจะทำให้อัตราการเกิดปฏิกิริยา (rate) เพิ่มขึ้นเป็น 4 เท่า



สมมติ สมการอัตรา คือ $\text{rate} = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]$

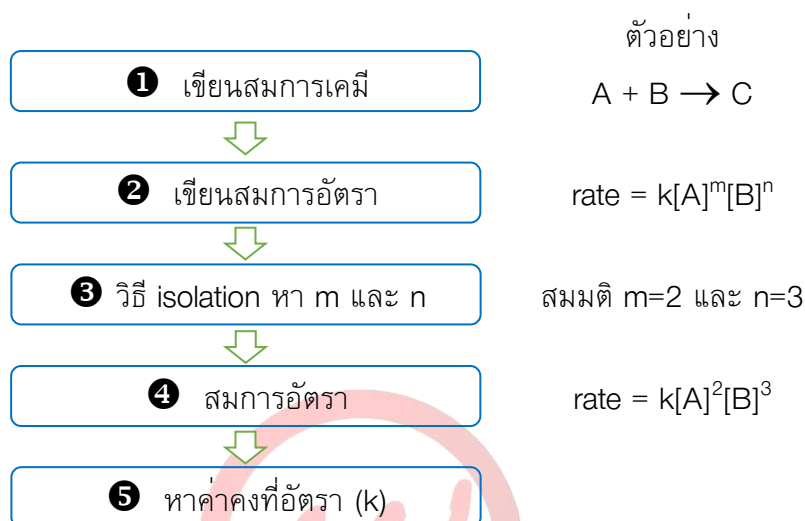
หมายความว่า อันดับปฏิกิริยาเมื่อเทียบกับ NO เท่ากับ 2 และเทียบกับ H_2 เท่ากับ 1

เมื่อแปลความหมายจากสมการอัตราจะได้ว่า ถ้าความเข้มข้นของ NO เพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่า ในขณะที่ H_2 คงที่ อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเพิ่มขึ้นเป็น 4 เท่า แต่ถ้าความเข้มข้นของ H_2 เพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่า ในขณะที่ NO คงที่ อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่าเท่านั้น และถ้าความเข้มข้นของ NO และ H_2 ต่างเพิ่มเป็น 2 เท่า จะทำให้อัตราการเกิดปฏิกิริยาเพิ่มขึ้นเป็น 8 เท่า

ดังนั้นจากความหมายของสมการอัตราข้างต้น จึงสรุปได้ว่า อัตราการเกิดปฏิกิริยาเป็นสัดส่วนโดยตรงกับความเข้มข้นของสารตั้งต้น (ยกเว้นปฏิกิริยาอันดับศูนย์)

3) การหาสมการอัตรา

สมการอัตราแสดงความสัมพันธ์ระหว่างอัตราการเกิดปฏิกิริยากับความเข้มข้นของสารตั้งต้นทั้งหมดที่กำลังด้วยอันดับของปฏิกิริยา ดังนั้นการที่จะเขียนสมการอัตราได้จะต้องหาอันดับของปฏิกิริยาของสารตั้งต้นแต่ละตัวเสียก่อน อาศัยการตัดกันของข้อมูลที่เหมือนกัน โดยต้องกำหนดให้ข้อมูลค่าใดค่าหนึ่งคงที่และอีกค่าเปลี่ยนแปลง เมื่อนำข้อมูลทั้งหมดมาหารกันข้อมูลที่เหมือนกันจะตัดกันไป ส่วนข้อมูลที่แตกต่างกันยังคงอยู่ แล้วจึงสามารถหาอันดับของข้อมูลที่คงอยู่ เพื่อให้เข้าใจในภาพรวมของการคำนวณเกี่ยวกับอัตราการเกิดปฏิกิริยา อาจสรุปเป็นแนวคิด ดังภาพที่ 6.21



ภาพที่ 6.21 ขั้นตอนการหาสมการอัตราและค่าคงที่อัตรา

ตัวอย่าง 6.21 การทดลองปฏิกิริยาระหว่าง O_2 และ NO ดังสมการ

1

$$2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$$

การทดลอง	ความเข้มข้นเริ่มต้นของปฏิกิริยา (mol/L)		อัตราเริ่มต้น (mol/L·s)
	$[O_2]$	$[NO]$	
1	1.10×10^{-2}	1.30×10^{-2}	3.21×10^{-3}
2	1.10×10^{-2}	2.60×10^{-2}	12.8×10^{-3}
3	1.10×10^{-2}	3.90×10^{-2}	28.8×10^{-3}
4	2.20×10^{-2}	1.30×10^{-2}	6.40×10^{-3}
5	3.30×10^{-2}	1.30×10^{-2}	9.60×10^{-3}

2 เขียนสมการอัตราของปฏิกิริยา ได้เป็น $\text{rate} = k[O_2]^m[NO]^n$ (1)

3 หาอันดับปฏิกิริยา

อันดับปฏิกิริยา (m) เมื่อคิดเทียบกับ O_2 ก่อน โดยเลือกการทดลองที่ความเข้มข้นของ NO คงที่ แต่ O_2 เปลี่ยนแปลง ซึ่งจากตาราง การทดลองที่ 1 และ 4 จะเห็นว่าถ้าเพิ่มความเข้มข้นเริ่มต้นของ O_2 เป็น 2 เท่า โดยที่ความเข้มข้นของ NO คงที่ อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเพิ่มขึ้น เขียนสมการอัตราของการ

ทดลองที่ 1 และ 4 และสมการอัตราที่ 4 ทารด้วย 1 จะได้เป็น (หมายเหตุ ตัวเลขในวงเล็บหมายถึงชุดการทดลอง)

$$\frac{\text{rate}_{(4)}}{\text{rate}_{(1)}} = \frac{k[\text{O}_2]_{(4)}^m[\text{NO}]_{(4)}^n}{k[\text{O}_2]_{(1)}^m[\text{NO}]_{(1)}^n} \quad (2)$$

เมื่อแทนค่าความเข้มข้นและอัตราเริ่มต้นของการทดลองที่ 4 และ 1 ลงในสมการ (2) จะเห็นว่าความเข้มข้น NO เท่ากัน จึงตัดกันได้ จะได้

$$\begin{aligned} \frac{\text{rate}_{(4)}}{\text{rate}_{(1)}} &= \frac{k[\text{O}_2]_{(4)}^m[\cancel{\text{NO}}]_{(4)}^n}{k[\text{O}_2]_{(1)}^m[\cancel{\text{NO}}]_{(1)}^n} \\ \frac{\text{rate}_{(4)}}{\text{rate}_{(1)}} &= \frac{[\text{O}_2]_{(4)}^m}{[\text{O}_2]_{(1)}^m} \\ \frac{6.40 \times 10^{-3}}{3.21 \times 10^{-3}} &= \frac{(2.20 \times 10^{-2})^m}{(1.10 \times 10^{-2})^m} \\ 1.99 &= (2.00)^m \\ 2^1 &= 2^m \\ m &= 1 \end{aligned}$$

ในทำนองเดียวกัน สามารถคำนวณหาค่า n โดยเลือกการทดลองที่ 1 และ 2 จะเห็นว่าถ้าเพิ่มความเข้มข้นเริ่มต้นของ NO(g) เป็น 2 เท่า โดยที่ความเข้มข้นของ O₂ คงที่ อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเพิ่มขึ้น

$$\frac{\text{rate}_{(2)}}{\text{rate}_{(1)}} = \frac{k[\cancel{\text{O}_2}]_{(2)}^m[\text{NO}]_{(2)}^n}{k[\cancel{\text{O}_2}]_{(1)}^m[\text{NO}]_{(1)}^n} \quad (3)$$

เมื่อแทนค่าความเข้มข้นและอัตราเริ่มต้นของการทดลองที่ 2 และ 1 ลงใน (3) จะเห็นว่าความเข้มข้น O₂ เท่ากันจึงตัดกันได้ จะได้

$$\begin{aligned} \frac{\text{rate}_{(2)}}{\text{rate}_{(1)}} &= \frac{[\text{NO}]_{(2)}^n}{[\text{NO}]_{(1)}^n} \\ \frac{12.8 \times 10^{-3}}{3.21 \times 10^{-3}} &= \frac{(2.60 \times 10^{-2})^n}{(1.30 \times 10^{-2})^n} \\ 3.99 &= (2.00)^n \\ 4 &= 2^n \\ n &= 2 \end{aligned}$$

ดังนั้น สมการอัตราของปฏิกิริยา เขียนได้เป็น

$$\text{rate} = k[\text{O}_2][\text{NO}]^2 \quad (4)$$

สมการอัตราจะบอกให้ทราบถึงอันดับปฏิกิริยาเมื่อเทียบสารนั้นๆ เป็นหลัก จากตัวอย่าง 6.21 สามารถสรุปได้ว่า อัตราการเกิดปฏิกิริยาเมื่อเทียบกับ O₂ จะเป็นปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง และเมื่อเทียบกับ NO จะเป็นปฏิกิริยาอันดับสอง และอันดับปฏิกิริยารวมเป็นอันดับสาม

จากตัวอย่าง 6.21 ถ้าเพิ่มความเข้มข้น O_2 เป็นสองเท่าโดยความเข้มข้น NO คงที่ อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเกิดขึ้นเร็วสองเท่า แต่ถ้าเพิ่มความเข้มข้น NO เป็นสองเท่าโดยความเข้มข้น O_2 คงที่ อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเกิดขึ้นเร็ว 4 เท่า

ค่าคงที่อัตรา

ค่าคงที่อัตรา (rate constant, k) คือ ค่าคงที่ของการเกิดปฏิกิริยาเคมี ซึ่งสัมพันธ์กับอัตราการเกิดปฏิกิริยาและความเข้มข้น ณ อุณหภูมิที่กำหนด ดังนั้น การหาค่าคงที่ทำได้เมื่อทราบสมการอัตราของปฏิกิริยา โดยค่าคงที่อัตราของปฏิกิริยาใดๆ จะเท่ากันแม้ความเข้มข้นสารตั้งต้นเปลี่ยนแปลงไป

การคำนวณค่าคงที่อัตราทำได้โดยเลือกข้อมูลของการทดลองใดการทดลองหนึ่งเป็นตัวแทนปฏิกิริยานั้นๆ แทนค่าความเข้มข้นของสารตั้งต้นตามสมการอัตรา

หน่วยของค่าคงที่อัตราขึ้นอยู่กับอันดับรวมของปฏิกิริยา ถ้าความเข้มข้นของสารมีหน่วยเป็นโมลต่อลิตร (mol/L) และเวลา มีหน่วยเป็นวินาที (s) ค่าคงที่อัตรา สรุปได้ดังตารางที่ 6.10

ตารางที่ 6.10 หน่วยของค่าคงที่อัตรา

อันดับรวม	หน่วยของค่าคงที่อัตรา
0	$mol/L \cdot s$
1	$1/s$
2	$L/mol \cdot s$
3	$L^2/mol^2 \cdot s$

ตัวอย่าง 6.22 จากข้อมูลที่กำหนดให้เป็นการศึกษาปฏิกิริยา $F_2(g) + 2NO(g) \rightarrow 2NOF(g)$ ที่ $25^\circ C$ จงหาอันดับรวมของปฏิกิริยาและค่าคงที่อัตรา

การทดลอง	$[F_2]$	$[NO]$	อัตราเริ่มต้น ($mol/L \cdot s$)
1	0.10	0.10	5.50×10^{-6}
2	0.20	0.10	2.20×10^{-5}
3	0.10	0.30	1.65×10^{-5}
4	0.10	0.60	3.30×10^{-5}

วิธีคิด

จากปฏิกิริยา เขียนสมการอัตรา ได้เป็น $rate = k[F_2]^m[NO]^n$

ขั้นตอนการหาอันดับของปฏิกิริยา ทำเหมือนตัวอย่าง 6.21 พบว่า $m = 2$ และ $n = 1$

ดังนั้น สมการอัตรา คือ $rate = k[F_2]^2[NO]^1$ (1)

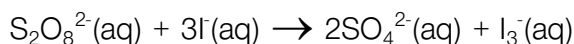
อันดับปฏิกิริยารวม = $m + n = 3$

ค่าคงที่อัตรา (k) สามารถหาได้จากสมการอัตรา $rate = k[F_2]^2[NO]^1$

แทนความเข้มข้นของ F_2 และ NO จากข้อมูลจากการทดลองใดการทดลองหนึ่ง ลงในสมการ (1) ในตัวอย่างนี้เลือก ข้อมูลการทดลองที่ 1 จะได้

$$\begin{aligned} \text{rate} &= k[\text{F}_2]^2[\text{NO}]^1 \\ 5.50 \times 10^{-6} &= k[\text{F}_2]^2[\text{NO}]^1 \\ k &= \frac{5.50 \times 10^{-6}}{(0.1)^2(0.1)} = 5.50 \times 10^{-3} \text{ L}^2/\text{mol}^2 \cdot \text{s} \end{aligned}$$

ตัวอย่าง 6.23 แสดงการหาสมการอัตราและค่าคงที่อัตราของปฏิกิริยา



ข้อมูลจากการทดลองเป็นดังนี้

การทดลอง	$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$	$[\text{I}^-]$	อัตราเริ่มต้น (mol/L·s)
1	0.080	0.034	2.2×10^{-4}
2	0.080	0.017	1.1×10^{-4}
3	0.16	0.017	2.2×10^{-4}

วิธีคิด

เขียนสมการอัตรา $\text{rate} = k[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^m [\text{I}]^n$

ขั้นแรก คำนวณหา m และ n (ทำเช่นเดียวกับตัวอย่าง 6.21) พบว่า $m=1$ และ $n=1$ ดังนั้น

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

จากตัวอย่างจะเห็นว่า ค่า m และ n ในสมการอัตราไม่มีความสัมพันธ์กับสัมประสิทธิ์จำนวนโมลในสมการที่ดุลแล้วแต่อย่างใด ดังนั้นในการหาอัตราการเกิดปฏิกิริยาจะต้องหาค่า m, n จากข้อมูลการทดลองเท่านั้น

ขั้นที่สอง คำนวณหาค่า k โดยเลือกการทดลองใดการทดลองหนึ่ง ในที่นี้เลือกการทดลองที่ 1 แล้วแทนค่าลงไป

$$\begin{aligned} 2.2 \times 10^{-4} &= k [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] [\text{I}^-] \\ k &= \frac{2.20 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}}{(0.080 \text{ mol/L})(0.034 \text{ mol/L})} = 8.08 \times 10^{-2} \text{ L/mol} \cdot \text{s} \end{aligned}$$

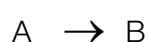
6.2.3 อันดับของปฏิกิริยา

อันดับของปฏิกิริยาสามารถใช้อธิบายความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นของสารตั้งต้นกับอัตราการเกิดปฏิกิริยา อันดับของปฏิกิริยาหาได้โดยใช้ความเข้มข้นของสารตั้งต้นเพียงตัวเดียว แล้วติดตามการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารตั้งต้นเทียบกับเวลา เรียกว่า กฎอัตราอินทิเกรต (integral rate law)

กฎอัตราอินทิเกรตจะได้สมการอัตราแบบใหม่ที่ง่ายต่อการเขียนกราฟ และจากเส้นกราฟที่ได้จะสามารถสรุปได้ว่าเป็นอันดับปฏิกิริยาเท่าใด ในที่นี้จะศึกษาอันดับปฏิกิริยาศูนย์ หนึ่ง และสองเท่านั้น เนื่องจากถ้าอันดับปฏิกิริยาที่สูงขึ้นวิธีการคำนวณจะซับซ้อนมากขึ้น

ปฏิกิริยาอันดับศูนย์

ปฏิกิริยาอันดับศูนย์ (zero-order reaction) มีสมการอัตรา เป็นดังนี้



$$\text{rate} = k[A]^0 = k \quad \text{.....(6.37)}$$

จากปฏิกิริยา (6.37) แสดงให้เห็นว่าอัตราการเกิดปฏิกิริยาไม่ขึ้นอยู่กับความเข้มข้นของสารตั้งต้น A เมื่อเขียนเป็นกฎดิฟเฟอเรนเชียล ได้ดังนี้

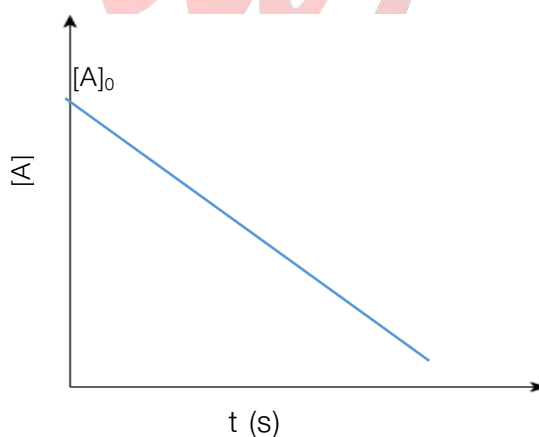
$$-\frac{d[A]}{dt} = k \quad \text{.....(6.38)}$$

เมื่อพิจารณาความเข้มข้นทั้งหมดของสาร A ตั้งแต่ $[A]_0$ จนถึง $[A]_t$ ในช่วงเวลาตั้งแต่ t_0 ถึง t ทำการอินทิเกรต ได้ดังนี้

$$\begin{aligned} -\int_{[A]_0}^{[A]_t} d[A] &= \int_{t_0}^t k dt \\ -[A]_t + [A]_0 &= kt \\ [A]_t &= [A]_0 - kt \end{aligned} \quad \text{.....(6.39)}$$

เมื่อ $[A]_0$ = ความเข้มข้นของสาร A ที่เวลา t_0 (= ความเข้มข้นเริ่มต้นของสาร A)
 $[A]_t$ = ความเข้มข้นของสาร A ที่เวลา t ใดๆ
 k = ค่าคงที่อัตรา

จากสมการ (6.39) สามารถนำไปใช้หาความเข้มข้นของสาร A ณ เวลาใดๆ ได้ และเมื่อเขียนกราฟระหว่าง $[A]$ กับ t จะได้กราฟเส้นตรง มีความชันเท่ากับ $-k$ และจุดตัดบนแกน y มีค่าเท่ากับ $[A]_0$ ดังภาพที่ 6.22



ภาพที่ 6.22 กราฟระหว่างความเข้มข้นของสารตั้งต้น $[A]_0$ กับเวลา t ของปฏิกิริยาอันดับศูนย์

ครึ่งชีวิต (half-life) หมายถึง เวลาที่ต้องใช้เพื่อทำให้ความเข้มข้นของสารตั้งต้นลดลงไปครึ่งหนึ่ง จากความเข้มข้นเริ่มต้น (สัญลักษณ์ ครึ่งชีวิต คือ $t_{1/2}$)

เนื่องปฏิกิริยาอันดับศูนย์ไม่ขึ้นกับความเข้มข้นของสารตั้งต้น ครึ่งชีวิตของปฏิกิริยาอันดับศูนย์คำนวณได้โดยการแทนค่า $[A]_t = \frac{[A]_0}{2}$ ลงในสมการ (6.39) จะได้

$$\frac{[A]_0}{2} = [A]_0 - kt_{(1/2)}$$

$$t_{(1/2)} = \frac{[A]_0 - \left(\frac{[A]_0}{2}\right)}{k}$$

$$t_{(1/2)} = k \left(\frac{[A]_0}{2}\right) \quad \text{.....(6.40)}$$

ปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง

ปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง (first-order reaction) เป็นปฏิกิริยาที่อัตราการเกิดปฏิกิริยาขึ้นอยู่กับความเข้มข้นของสารตั้งต้นยกกำลังหนึ่ง ดังสมการ



สมการ (6.41) เขียนในรูปกฎดิฟเฟอเรนเชียล ได้ดังนี้

$$\frac{d[A]}{dt} = -k[A]$$

หรือ

$$\frac{d[A]}{[A]} = -k dt \quad \text{.....(6.42)}$$

ทำการอินทิเกรตจาก $t = 0$ ถึง $t = t$ จะได้ (เมื่อ $[A]_0$ เป็นความเข้มข้นของ A ที่เวลา $t = 0$)

$$-\int_{[A]_0}^{[A]_t} \frac{d[A]}{[A]} = -k \int_{t_0}^t dt$$

$$\ln[A] - \ln[A]_0 = -kt \quad \text{.....(6.43)}$$

$$2.303 \log \left(\frac{[A]}{[A]_0} \right) = -kt \quad \text{.....(6.44)}$$

$$2.303 \log \left(\frac{[A]_0}{[A]} \right) = kt \quad \text{.....(6.45)}$$

$$\log \left(\frac{[A]_0}{[A]} \right) = \frac{kt}{2.303} \quad \text{.....(6.46)}$$

$$\log[A]_0 - \log[A] = \frac{kt}{2.303} \quad \text{.....(6.47)}$$

จากสมการ (6.47) จัดสมการใหม่ได้เป็น

$$\log[A] = \log[A]_0 - \frac{kt}{2.303} \quad \text{.....(6.48)}$$

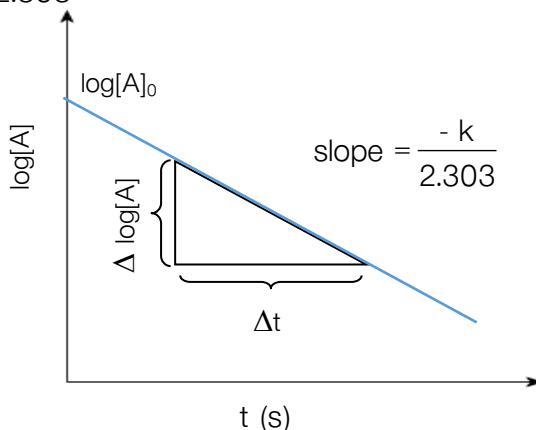
เมื่อ $[A]$ = ความเข้มข้นเป็น mol/L ของสารตั้งต้นที่เวลาเท่ากับ t

$[A]_0$ = ความเข้มข้นของสารตั้งต้นที่เวลาเท่ากับ 0 หรือ t_0 (= ความเข้มข้นเริ่มต้น)

k = ค่าคงที่อัตรา

t = เวลา

สมการ (6.48) เป็นสมการเส้นตรง ดังนั้น ถ้าเขียนกราฟระหว่าง $\log [A]$ กับเวลา t จะได้กราฟเส้นตรงที่มีความชันเท่ากับ $-\frac{k}{2.303}$ และจุดตัดบนแกน y เท่ากับ $\log[A]_0$ ดังภาพที่ 6.23



ภาพที่ 6.23 กราฟของปฏิกิริยาอันดับหนึ่งระหว่าง $\log[A]$ กับเวลา (t)

เมื่อทำการทดลองโดยบันทึกการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารตั้งต้นเทียบกับเวลา แล้วนำผลที่ได้เขียนกราฟระหว่าง $\log [A]$ กับ t แล้วถ้าได้กราฟเป็นเส้นตรง แสดงว่าปฏิกิริยานั้นเป็นปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง และค่าคงที่อัตราหาได้จากความชัน แต่ถ้าผลจากการเขียนกราฟไม่ได้เส้นตรง แสดงว่าปฏิกิริยานั้นจะไม่ใช่ปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง

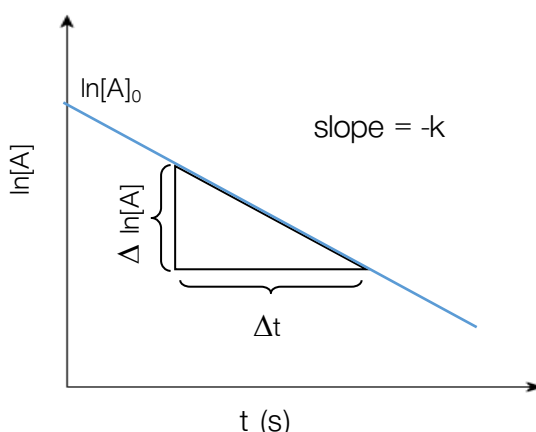
จากสมการ (6.43)

$$\ln[A] - \ln[A]_0 = -kt$$

จัดรูปใหม่ ได้เป็น

$$\ln[A] = -kt + \ln[A]_0 \quad \dots(6.49)$$

จากสมการ (6.49) ถ้าเขียนกราฟระหว่าง $\ln[A]$ กับเวลา t จะได้กราฟเป็นเส้นตรงที่มีความชันเท่ากับ $-k$ ดังภาพที่ 6.24



ภาพที่ 6.24 กราฟของปฏิกิริยาอันดับหนึ่งระหว่าง $\ln[A]$ กับ t

ครึ่งชีวิต ($t_{1/2}$) ของปฏิกิริยาอันดับหนึ่งสามารถหาได้โดยแทนค่า $[A]_0$ ด้วย $\frac{[A]_0}{2}$ ลงในสมการ (6.45) จะได้

$$2.303 \log \frac{\left(\frac{[A]_0}{2}\right)}{[A]_0} = -kt_{(1/2)} \quad \text{.....(6.50)}$$

$$2.303 \log \frac{1}{2} = -kt_{(1/2)}$$

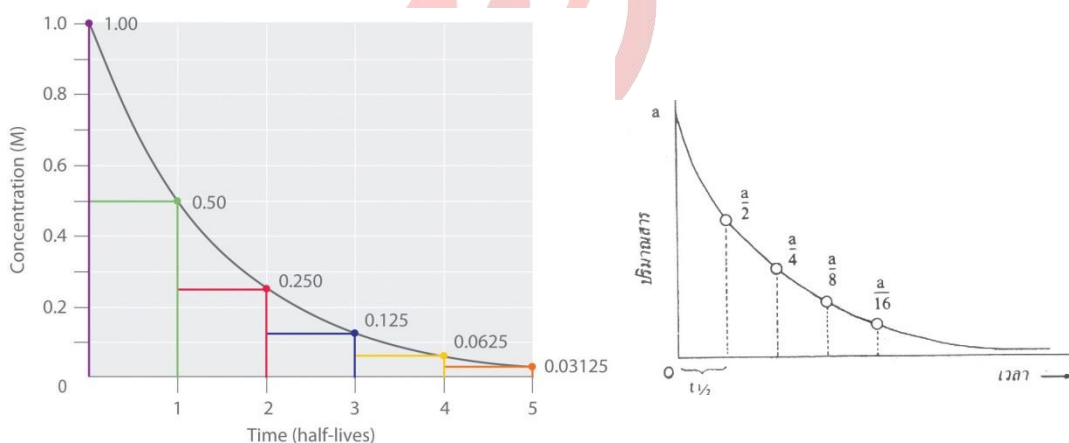
$$2.303 \log 1 - 2.303 \log 2 = -kt_{(1/2)}$$

$$2.303 \log 2 = -kt_{(1/2)}$$

$$t_{(1/2)} = \frac{2.303 \log 2}{k}$$

$$t_{(1/2)} = \frac{0.693}{k} \quad \text{.....(6.51)}$$

จากสมการ (6.51) จะเห็นได้ว่าครึ่งชีวิตของปฏิกิริยาอันดับหนึ่งไม่ขึ้นกับความเข้มข้นเริ่มต้นของสารตั้งต้น หมายความว่า ไม่ว่าความเข้มข้นเริ่มต้นของสารตั้งต้นจะเป็นเท่าใดก็ตาม ความเข้มข้นจะลดลงครึ่งหนึ่งในช่วงเวลาครึ่งชีวิต และเมื่อเวลาผ่านไปอีกครึ่งชีวิต ความเข้มข้นจะลดลงอีกครั้งหนึ่ง และเป็นเช่นนี้ไปเรื่อยๆ ดังแสดงในรูป 6.25



ภาพที่ 6.25 แสดงความสัมพันธ์ระหว่าง $t_{1/2}$ กับปริมาณสาร ให้ a เป็นปริมาณของสารขณะเริ่มต้น

ตัวอย่าง 6.24 สำหรับปฏิกิริยา $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ เมื่อเขียนกราฟระหว่าง $\log[\text{N}_2\text{O}_5]$ กับเวลา (t) ปรากฏว่าความชันของเส้นกราฟเท่ากับ $-5.86 \times 10^{-5} \text{ 1/s}$ เมื่อปฏิกิริยาดำเนินไปที่อุณหภูมิ 35°C จงหาค่าคงที่อัตรา

วิธีคิด ความชันของเส้นกราฟระหว่าง $\log [\text{N}_2\text{O}_5]$ กับเวลา = $-5.86 \times 10^{-5} \text{ 1/s}$

$$\text{จาก} \quad \text{slope} = -\frac{k}{2.303}$$

$$-5.86 \times 10^{-5} = -\frac{k}{2.303}$$

$$k = 1.35 \times 10^{-4}$$

ตัวอย่าง 6.25 ครึ่งชีวิตของปฏิกิริยาการสลายตัวของ $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$ ที่ 35°C จะมีค่าเท่าใด ถ้าค่าคงที่อัตรา (k) สำหรับปฏิกิริยานี้เท่ากับ $8.10 \times 10^{-3} \text{ 1/s}$

วิธีคิด ข้อสังเกตจากหน่วยของค่าคงที่อัตรา บอกว่าเป็นปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง ดังนั้น

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

$$t_{1/2} = \frac{0.693}{8.10 \times 10^{-3} \text{ 1/s}} = 85.6 \text{ วินาที}$$

ตัวอย่าง 6.26 การสลายตัวของ N_2O_5 ที่ 35°C โดยใช้ความเข้มข้นเริ่มต้นของ N_2O_5 เท่ากับ 0.50 mol/L และมีค่าคงที่อัตรา (k) เท่ากับ $1.35 \times 10^{-4} \text{ 1/s}$ จงหา

- ความเข้มข้นของ N_2O_5 เมื่อเวลาผ่านไป 300 วินาที
- เวลาที่ใช้ (วินาที) เพื่อทำให้ความเข้มข้นของ N_2O_5 เหลือ 0.30 mol/L
- เวลาที่ใช้ (วินาที) เพื่อทำให้ความเข้มข้นของ N_2O_5 สลายตัวไป 90%
- เวลา (วินาที) ที่ทำให้ความเข้มข้นของ N_2O_5 ลดลงครึ่งหนึ่ง

วิธีคิด

ก) คำนวณ $[\text{N}_2\text{O}_5]$ เมื่อเวลาผ่านไป 300 วินาที จากหน่วยค่าคงที่อัตรา บอกว่าเป็นปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง จากสมการ (6.46)

$$\log \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]_0}{[\text{N}_2\text{O}_5]} = \frac{kt}{2.303}$$

$$\log \left(\frac{0.50 \text{ mol/L}}{[\text{N}_2\text{O}_5]} \right) = \frac{(1.35 \times 10^{-4} \text{ 1/s})(300 \text{ s})}{2.303}$$

$$\log \left(\frac{0.50 \text{ mol/L}}{[\text{N}_2\text{O}_5]} \right) = 0.0176$$

ทำ anti-log จะได้

$$\frac{0.50 \text{ mol/L}}{[\text{N}_2\text{O}_5]} = 1.04$$

$$[\text{N}_2\text{O}_5] = \frac{0.50 \text{ mol/L}}{1.04} = 0.48 \text{ mol/L}$$

ข) หาเวลาที่ใช้ (วินาที) เพื่อทำให้ $[\text{N}_2\text{O}_5]$ เหลือ 0.30 mol/L จากสมการ (6.46) แทนค่าจะได้

$$\log \left(\frac{0.50 \text{ mol/L}}{0.30 \text{ mol/L}} \right) = \frac{(1.35 \times 10^{-4} \text{ 1/s})(t)}{2.303}$$

$$t = \log \left(\frac{0.50 \text{ mol/L}}{0.30 \text{ mol/L}} \right) \left(\frac{2.303}{1.35 \times 10^{-4} \text{ 1/s}} \right)$$

$$t = 3,784.6 \text{ s}$$

ค) หาเวลาที่ใช้ (วินาที) เพื่อทำให้ N_2O_5 สลายตัว 90% แสดงว่าจะเหลือ $[\text{N}_2\text{O}_5]$ 10%

$$\begin{aligned} \text{ดังนั้น } [N_2O_5] &= \left(\frac{10}{100}\right)[N_2O_5]_0 \\ \log\left(\frac{[N_2O_5]_0}{[N_2O_5]}\right) &= \frac{(1.35 \times 10^{-4} \text{ 1/s})(t)}{2.303} \\ \log\left(\frac{[N_2O_5]_0}{\left(\frac{10}{100}\right)[N_2O_5]_0}\right) &= \frac{(1.35 \times 10^{-4} \text{ 1/s})(t)}{2.303} \\ \log\left(\frac{100}{10}\right) &= \frac{(1.35 \times 10^{-4} \text{ 1/s})(t)}{2.303} \\ t &= \log\left(\frac{100}{10}\right)\left(\frac{2.303}{1.35 \times 10^{-4} \text{ 1/s}}\right) \\ t &= 17,059 \text{ s} \end{aligned}$$

ง) เวลา (วินาที) ที่ทำให้ $[N_2O_5]$ ลดลงครึ่งหนึ่ง ก็คือ $t_{1/2}$ จากสมการ (6.51)

$$t_{1/2} = \frac{0.693}{1.35 \times 10^{-4} \text{ 1/s}} = 5,134 \text{ s}$$

แบบฝึกหัด

- จงเขียนอัตราความสัมพันธ์ระหว่างอัตราการเกิดปฏิกิริยาของสารในปฏิกิริยาต่อไปนี้
 - $2Fe^{3+}(aq) + 2I^-(aq) \rightarrow 2Fe^{2+}(aq) + I_2(aq)$
 - $4NH_3(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2N_2(g) + 6H_2O(l)$
- จากปฏิกิริยา $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$ เมื่ออัตราเร็วในการเกิดปฏิกิริยาของ H_2 เท่ากับ $0.074 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$ จงหา (ก) อัตราในการเกิด NH_3 และ (ข) อัตราการเกิดปฏิกิริยาของ N_2
- กำหนดปฏิกิริยา $4NH_3(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2N_2(g) + 6H_2O(l)$ ถ้าอัตราการเกิด N_2 มีค่า $0.800 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$ จงคำนวณหา (ก) อัตราการเกิด H_2O และ (ข) อัตราการหายไปของ NH_3 และ O_2
- ปฏิกิริยา $BrO_3^-(aq) + 5Br^-(aq) + 6H^+(aq) \rightarrow 3Br_2(l) + 3H_2O(l)$

การทดลอง	$[BrO_3^-]$ (mol/L)	$[Br^-]$ (mol/L)	$[H^+]$ (mol/L)	rate (mol/L·s)
1	0.10	0.10	0.10	8.0×10^{-4}
2	0.20	0.10	0.10	1.6×10^{-3}
3	0.20	0.20	0.10	3.2×10^{-3}
4	0.10	0.10	0.20	3.2×10^{-3}

จงหา (ก) อันดับของสารตั้งต้นแต่ละตัวและอันดับรวมของปฏิกิริยา

(ข) ค่าคงที่อัตรา

- จงหาพลังงานก่อกัมมันต์ (E_a) ของปฏิกิริยา $2N_2O_5(g) \rightarrow 2N_2O_4(g) + O_2(g)$ เป็นปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง โดยมีค่าคงที่อัตราเร็ว ดังนี้

T (K)	k (1/s)
-------	---------

298	1.74×10^{-5}
308	6.61×10^{-5}
318	2.51×10^{-5}
328	7.59×10^{-5}
338	2.40×10^{-5}

5. จงหาค่าคงที่อัตราของปฏิกิริยา $C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$ จากข้อมูลผลการทดลองดังนี้

การทดลอง	ความเข้มข้นเริ่มต้น (mol/L)		อัตราเริ่มต้นการเกิด C_2H_6 (mol/L·min)
	C_2H_4	H_2	
1	0.20	0.10	4.0
2	0.10	0.10	2.0
3	0.20	0.20	8.0

6. ปฏิกิริยา $4Hb + 3CO \rightarrow Hb_4(CO)_3$ ได้ผลการทดลองดังนี้

การทดลอง	ความเข้มข้นเริ่มต้น (mol/L)		อัตราเริ่มต้น (mol/L·min)
	[Hb]	[CO]	
1	3.00	1.00	0.90
2	6.00	1.00	1.80
3	6.00	2.00	3.60

จงคำนวณหาอัตราการหายไปของ Hb ที่ความเข้มข้นของ Hb=3.00 mol/L และ CO=2.00 mol/L

7. จากปฏิกิริยา $2NO(g) + 2H_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$ ข้อมูลผลการทดลองดังนี้

การทดลอง	ความเข้มข้นเริ่มต้น (mol/L)		อัตราเริ่มต้น (mol/L·min)
	NO	H_2	
1	0.10	0.10	4.0×10^{-5}
2	0.10	0.20	4.0×10^{-5}
3	0.20	0.10	16.0×10^{-5}

จงคำนวณ (ก) กฎอัตราของปฏิกิริยา (ข) ค่าคงที่อัตรา (ค) อัตราเร็วของปฏิกิริยาเมื่อ $[NO]=0.05$ mol/L และ $[H_2]=0.10$ mol/L