

บทที่ 1

สมดุลเคมี

1.1 บทนำ

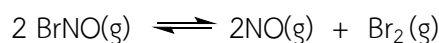
ในรายวิชาเคมีสำหรับครูนี้ บทเรียนแรกจะกล่าวถึงเรื่องสมดุลเคมี ซึ่งจะเป็นบทเรียนที่เป็นพื้นฐานสำคัญให้กับบทเรียนอื่นๆ อาทิ กรดเบส และการคำนวณการแตกตัวของกรดอ่อน เบสอ่อน เป็นต้น ในบทนี้ก่อนที่จะกล่าวถึงสมดุลเคมีจะกล่าวถึง ทฤษฎีจลนพลศาสตร์ พลังงานก่อกัมมันต์ กฎอัตรา และประเภทของปฏิกิริยาที่ผันกลับได้ และผันกลับไม่ได้ก่อน ซึ่งเนื้อหาเหล่านี้จะเป็นพื้นฐานในการทำความเข้าใจในเรื่องสมดุลเคมี หลังจากนั้นจะเข้าสู่เรื่องความหมายของสมดุลและภาวะสมดุล การเขียนแสดงค่าคงที่สมดุล การคำนวณโจทย์ปัญหาที่เกี่ยวข้องกับสมดุลเคมี ในแบบต่าง ๆ และปัจจัยที่มีผลต่อการรบกวนสมดุลเคมี

นักศึกษาส่วนใหญ่จะมองว่าเนื้อหาในบทเรียนนี้ค่อนข้างยากและซับซ้อน อย่างไรก็ตาม ผู้เขียนพยายามเรียบเรียงเนื้อหา คำอธิบาย และตัวอย่างอาร์แกจปัญหาต่างอย่างละเอียดเป็นขั้นตอน ผู้เขียนหวังเป็นอย่างยิ่งว่าในบทเรียนแรกนี้ ผู้ศึกษาจะศึกษาได้อย่างเข้าใจง่ายเพื่อเป็นพื้นฐานในบทถัด ๆ ไป

1.2 จลนพลศาสตร์และความรู้เบื้องต้นของสมดุลเคมี

1.2.1 ทฤษฎีจลนพลศาสตร์: ทฤษฎีการชน

นักเคมีเชื่อกันว่าการที่ปฏิกิริยาเคมีใด ๆ เกิดขึ้นได้ เป็นผลมาจากการชนกันของโมเลกุลของสารตั้งต้น การชนกันในทิศทางที่เหมาะสมและมีพลังงานมากพอในการทำลายพันธะในโมเลกุล ทำให้โมเลกุลของสารตั้งต้นแตกตัวออกเป็นอะตอมและมีการจัดเรียงตัวใหม่ เพื่อเกิดเป็นสารผลิตภัณฑ์ ตัวอย่างเช่น ปฏิกิริยา

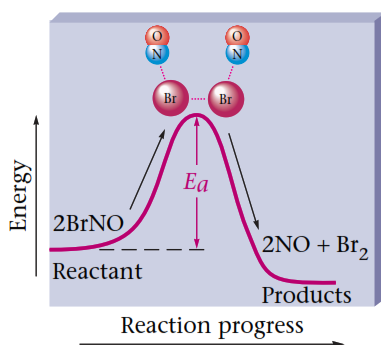


โมเลกุลของ BrNO จำนวนสองโมเลกุลจะวิ่งเข้าชนกัน ทำให้พันธะ Br-N ของ BrNO เกิดการแตกออก ทำให้อะตอมของ Br สามารถสร้างพันธะซึ่งกันและกันได้ จนได้สารผลิตภัณฑ์เป็น Br₂ และ NO

ทฤษฎีที่กล่าวถึงการชนกันในระหว่างเกิดปฏิกิริยาเคมีนี้ เรียกว่า **ทฤษฎีการชน** ทฤษฎีนี้จะสามารถใช้อธิบายคุณสมบัติบางประการของปฏิกิริยาเคมีได้ เช่น ใช้อธิบายได้ว่าสาเหตุที่เมื่อเพิ่มความ

เข้มข้นของสารตั้งต้นแล้วอัตราเร็วในการเกิดปฏิกิริยาก็จะเพิ่มขึ้นด้วย เป็นเพราะเมื่อความเข้มข้นของสารเพิ่มขึ้นจะมีปริมาณของสารตั้งต้นสูงเพิ่มโอกาสในการชนกันมากขึ้น เป็นต้น

ปฏิกิริยาเคมีใด ๆ จะเกิดขึ้นได้ต่อเมื่ออนุภาคของสารตั้งต้นชนกันในทิศทางที่เหมาะสม รวมทั้งต้องมีพลังงานที่เกิดจากการชนกันอย่างน้อยที่สุดปริมาณหนึ่ง ซึ่งเท่ากับ **พลังงานก่อกัมมันต์** ใช้สัญลักษณ์เป็น E_a พลังงานก่อกัมมันต์เป็นค่าที่คำนวณได้จากผลการทดลองซึ่งในแต่ละปฏิกิริยาจะมีค่าพลังงานก่อกัมมันต์ไม่เท่ากัน พิจารณาภาพที่ 1.1 ประกอบ



ภาพที่ 1.1 การเปลี่ยนแปลงพลังงานของปฏิกิริยา $2 \text{BrNO(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO(g)} + \text{Br}_2 \text{(g)}$

ที่มา: Zumdahl, S. S. (2001). *World of Chemistry*: McDougal Littell.

จากภาพที่ 1.1 เมื่อโมเลกุลของสารตั้งต้น BrNO ชนกัน จะเกิดพลังงานเกิดขึ้น หากพลังงานนี้มีค่ามากกว่า พลังงานก่อกัมมันต์ (E_a) ปฏิกิริยาจะสามารถเกิดขึ้นได้ หรือกล่าวอีกนัยหนึ่ง คือ สารตั้งต้นสามารถเปลี่ยนเป็นสารผลิตภัณฑ์ ได้

1.2.2 ปัจจัยที่มีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา

1.2.2A ธรรมชาติของสารตั้งต้น

สารแต่ละชนิดจะมีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาคแตกต่างกันความแข็งแรงของพันธะเคมีแตกต่างกันดังนั้นถ้าสารตั้งต้นมีพลังงานพันธะมากทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมีได้ช้าในทางตรงกันข้ามหากพลังงานพันธะมีค่าน้อยอาจทำให้เกิดปฏิกิริยาได้เร็ว

1.2.2B อุณหภูมิ

อุณหภูมิ เมื่อเพิ่มอุณหภูมิให้ระบบปฏิกิริยาจะเกิดเร็วขึ้น เพราะเป็นการเพิ่มพลังงานให้โมเลกุล เมื่อโมเลกุลมีพลังงานมากขึ้น ทำให้โมเลกุลชนกันมากขึ้น ปฏิกิริยาจึงเกิดเร็วขึ้น

1.2.2C ตัวเร่งปฏิกิริยา

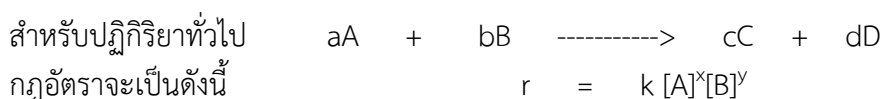
ตัวเร่งปฏิกิริยา คือ ตัวที่มีหน้าที่เร่งให้ปฏิกิริยาเกิดเร็วขึ้น การเติมตัวเร่งปฏิกิริยา จะลดพลังงานก่อกัมมันต์ ทำให้ปฏิกิริยาเกิดเร็วขึ้น

1.2.2D ความเข้มข้นของสารตั้งต้น

การเพิ่มความเข้มข้นของสารตั้งต้นเสมือนเป็นการเพิ่มปริมาณอนุภาคของสารตั้งต้นให้มีปริมาณมากขึ้น ทำให้เกิดการชนกันของอนุภาคของสารตั้งต้นมากขึ้น ส่งผลให้อัตราเร็วของปฏิกิริยาสูงขึ้น

1.2.3 กฎอัตรา

เราทราบมาแล้วว่าอัตราเร็วของปฏิกิริยาขึ้นกับความเข้มข้นของสารตั้งต้น เราสามารถใช้กฎอัตรา (rate law) แสดงความสัมพันธ์ระหว่างอัตราการเกิดปฏิกิริยากับความเข้มข้นของสารตั้งต้นได้ **กฎอัตรา** หมายถึง สมการที่แสดงความสัมพันธ์ระหว่างอัตราการเกิดปฏิกิริยากับค่าคงที่อัตราและความเข้มข้นของสารตั้งต้น



เมื่อ r คือ อัตราการเกิดปฏิกิริยา k คือ ค่าคงที่ของปฏิกิริยา x, y คือ อันดับปฏิกิริยา
 $[A], [B]$ คือ ความเข้มข้นของสารตั้งต้น

ค่าของ k, x และ y จะหาได้จากการทดลองเท่านั้น

1.2.4 ปฏิกิริยาที่ผันกลับไม่ได้กับปฏิกิริยาที่ผันกลับได้

(Irreversible reaction Vs Reversible reaction)

ก่อนที่จะกล่าวถึงความหมายของสมดุลเคมี ผู้ศึกษาควรจะต้องมาทำความรู้จักกับประเภทของปฏิกิริยาก่อน จากในรายวิชาเคมีพื้นฐาน 1 ปฏิกิริยาเคมีส่วนใหญ่ที่พบเป็นปฏิกิริยาที่ดำเนินไปทิศทางเดียวคือจากสารตั้งต้นเปลี่ยนแปลงไปเป็นสารผลิตภัณฑ์และเกิดขึ้นอย่างสมบูรณ์ เช่น ปฏิกิริยาการสันดาปของไฮโดรคาร์บอน เป็นต้น ปฏิกิริยานี้จัดเป็นปฏิกิริยาที่ผันกลับไม่ได้ (Irreversible reaction) แต่บางครั้งเราก็จะมักพบเสมอว่าบางปฏิกิริยาไม่ดำเนินไปจนเสร็จสมบูรณ์ หมายความว่าสารตั้งต้นทั้งหมดไม่ได้เปลี่ยนไปเป็นสารผลิตภัณฑ์ ยังคงเหลือสารตั้งต้นอยู่ ปฏิกิริยาเช่นนี้เรียกว่าปฏิกิริยาที่ผันกลับได้ (Reversible reaction)



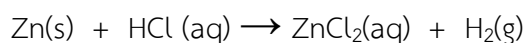
เรียนออนไลน์เรื่องนี้ได้ที่

1.2.4A ปฏิกิริยาผันกลับไม่ได้

(Irreversible reaction)

ปฏิกิริยาผันกลับไม่ได้ คือ ปฏิกิริยาที่เกิดปฏิกิริยาอย่างสมบูรณ์ กล่าวคือเมื่อสารตั้งต้นเข้าทำปฏิกิริยากันจนหมด จะเกิดผลิตภัณฑ์อย่างสมบูรณ์ และสารผลิตภัณฑ์ไม่สามารถทำปฏิกิริยากันกลับมาเป็นสารตั้งต้นได้

ตัวอย่างปฏิกิริยาที่ผันกลับไม่ได้ | ปฏิกิริยาระหว่างโลหะซิงค์และกรดไฮโดรคลอริก

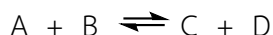


เมื่อโลหะซิงค์ทำปฏิกิริยากับสารละลายกรด HCl จะเกิดผลิตภัณฑ์เป็น ZnCl_2 และแก๊ส H_2 เกิดขึ้น

1.2.4B ปฏิกิริยาผันกลับได้

(Reversible reaction)

ปฏิกิริยาผันกลับได้ คือปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นไม่สมบูรณ์ เมื่อเกิดผลิตภัณฑ์แล้ว ผลิตภัณฑ์สามารถทำปฏิกิริยากัน ย้อนกลับไปเป็นสารตั้งต้นได้ใหม่ สามารถเขียนแสดงด้วยปฏิกิริยาทั่วไปได้ว่า



ลูกศรของปฏิกิริยาเป็นแบบลูกศรสองหัว ($\rightleftharpoons$) เพื่อแสดงถึงปฏิกิริยาสามารถผันกลับได้ โดยลูกศรชี้ไปทางขวาแสดงถึงปฏิกิริยาไปข้างหน้า ลูกศรชี้ไปทางซ้ายแสดงถึงปฏิกิริยาย้อนกลับ สำหรับปฏิกิริยาแบบผันกลับได้นี้เมื่อให้ปฏิกิริยาดำเนินไป ในปฏิกิริยาจะมีทั้งสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ผสมกันอยู่

ตัวอย่างปฏิกิริยาที่ผันกลับได้ | ปฏิกิริยาการสลายตัวของ NH_4Cl



ammonium chloride สามารถสลายตัวเมื่อได้รับความร้อน (ปฏิกิริยาไปข้างหน้า) เกิดเป็นสารผลิตภัณฑ์ $\text{NH}_3\text{(g)}$ และ HCl(g) และเมื่อลดอุณหภูมิถึงค่าหนึ่งผลิตภัณฑ์ทั้งสองชนิดจะทำปฏิกิริยากันเกิดเป็นสารตั้งต้นได้

1.3 ความหมายของสมดุลเคมีและสภาวะสมดุล

สมดุล (Equilibrium) หมายถึง สภาวะที่ไม่สามารถสังเกตเห็นการเปลี่ยนแปลงได้ แม้เวลาผ่านไป โดยเมื่อปฏิกิริยาเคมีหนึ่งๆ เข้าสู่สภาวะสมดุลความเข้มข้นของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์จะคงที่ (คงที่ ไม่ใช่เท่ากัน จะกล่าวในย่อหน้าถัดไป) และไม่สามารถสังเกตเห็นการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นกับระบบได้ ซึ่งจะเรียกว่า สมดุลเคมี (Chemical equilibrium)

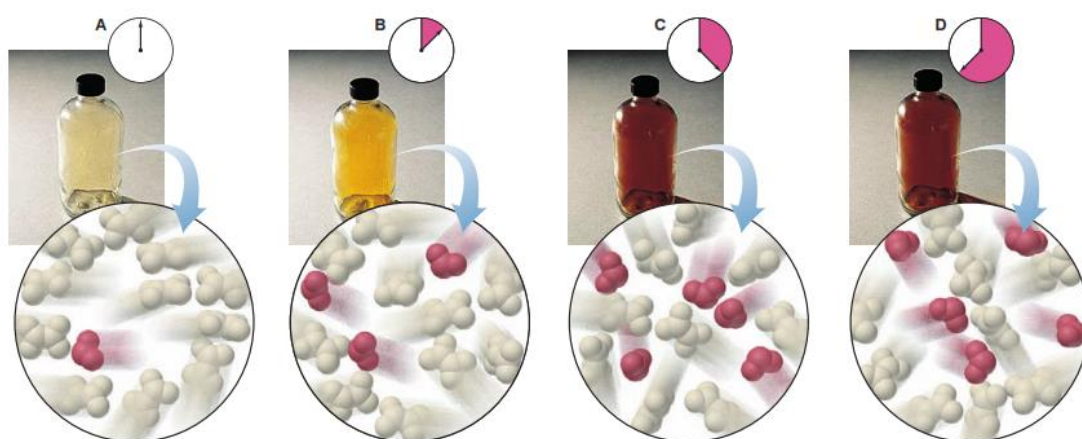
1.3.1 สภาวะสมดุลเคมี

เมื่อปฏิกิริยาเคมีเข้าสู่สภาวะสมดุลแล้ว จะพบทั้งสารผลิตภัณฑ์และสารตั้งต้นในความเข้มข้นที่คงที่ คำว่าคงที่นี้ จะหมายถึงเมื่อปฏิกิริยากำลังดำเนินอยู่เมื่อมีความเข้มข้นของสารตั้งต้นเท่าใด ก็จะมีเท่านั้นตรวบไต่ที่ยังไม่มีการรบกวนระบบ นอกจากนี้เมื่อปฏิกิริยาเข้าสู่สภาวะสมดุลยังพบว่าอัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า และอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับมีค่าเท่ากัน และสภาวะสมดุลนี้จะเกิดได้เมื่ออยู่ในระบบปิดเท่านั้น ยกตัวอย่างเช่น ปฏิกิริยาการสลายตัวของ N_2O_4 (พิจารณาภาพที่ 1.2



เรียนออนไลน์เรื่องนี้ได้ที่นี่

ประกอบ) เริ่มแรกทำการบรรจุแก๊ส N_2O_4 ซึ่งเป็นแก๊สไม่มีสี ลงในภาชนะปิด แสดงในภาพ 1.2(A) แก๊ส N_2O_4 เริ่มสลายตัวเป็นแก๊สมีสีส้มน้ำตาล (NO_2) จะสังเกตการเปลี่ยนแปลงของสีในภาชนะปิด ค่อยๆ เข้มขึ้นเรื่อยๆ จนกระทั่งไม่สามารถสังเกตเห็นการเปลี่ยนแปลงใดๆ ได้อีก (ภาพ 1.2 C และ D) เมื่อเกิดแก๊ส NO_2 เพิ่มขึ้น จนถึงจุดจุดหนึ่ง NO_2 ก็จะทำปฏิกิริยาต่อกันเกิดเป็นสารตั้งต้น N_2O_4 ได้อีก สาเหตุที่ไม่เห็นการเปลี่ยนแปลงใดๆ ในภาชนะปิดนี้ เนื่องจากอัตราเร็วของทั้งปฏิกิริยาไปข้างหน้าและย้อนกลับมีค่าเท่ากัน ปริมาณของ N_2O_4 และ NO_2 จึงมีปริมาณคงที่ (แก๊สสีน้ำตาลมีปริมาณเท่าเดิมไม่เปลี่ยนแปลง)



ภาพที่ 1.2 ปฏิกิริยาการสลายตัวของแก๊ส N_2O_4 ที่สภาวะก่อนเข้าสู่สมดุล (A) กำลังเข้าสู่สมดุล (B) และเมื่อเข้าสู่สมดุลแล้ว (C-D)

ที่มา: Silberberg, M., and Amateis, P. (2014). *Chemistry The Molecular Nature of Matter and Change*: McGraw-Hill Science. p 732.

สรุป | ภาวะสมดุล

ปฏิกิริยาจะเข้าสู่ภาวะสมดุลเมื่อ...

- [1] อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมีไปข้างหน้าเท่ากับอัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมีย้อนกลับ
- [2] ความเข้มข้นของสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์มีปริมาณคงที่
- [3] เกิดในระบบปิด

1.3.2 ภาวะสมดุลสถานะ

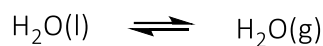
บางครั้งอาจเกิดสมดุลได้กับสารชนิดเดียวกันแต่ต่างสถานะกัน เราจะเรียกสมดุลลักษณะนี้ว่า physical equilibrium เช่น น้ำน้ำที่เป็นของเหลว มาครอบด้วยฝาครอบ แล้วน้ำสภาวะของเหลวระเหยกลายเป็นไอน้ำ เมื่อเวลาผ่านไปไอน้ำก็ควบแน่นกลับไปเป็นของเหลว จนเมื่อระบบเข้าสู่สมดุล ดังแสดงในภาพที่ 1.3



เรียนออนไลน์เรื่องนี้ได้ที่



Physical equilibrium



ภาพที่ 1.3 น้ำในสถานะของเหลวเปลี่ยนเป็นไอจนเข้าสู่ภาวะสมดุล ในระบบปิด

ที่มา: Chang, R. (2010). *Chemistry*: McGraw-Hill. p 616.

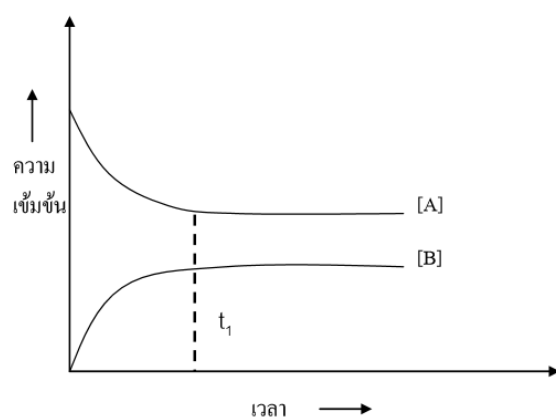
1.3.3 การเขียนกราฟแสดงการเข้าสู่ภาวะสมดุล

การเข้าสู่สมดุลของปฏิกิริยาเคมี จะสามารถเข้าสู่สมดุลได้จากทั้งปฏิกิริยาไปข้างหน้า หรือย้อนกลับก็ได้ กล่าวคือไม่ว่าจะเริ่มจากใส่สารตั้งต้นเข้าไปในภาชนะปิดก่อนแล้วรอรระบบเข้าสู่สมดุล หรือเริ่มจากใส่สารผลิตภัณฑ์เข้าไปแล้วรอรระบบเข้าสู่สมดุล โดยเมื่อระบบเข้าสู่สมดุลก็จะมีลักษณะของระบบเหมือนกันทุกประการ

การเขียนกราฟแสดงการเข้าสู่ภาวะสมดุลจะเป็นกราฟระหว่างความเข้มข้นของสารกับเวลา โดยจะแบ่งเป็น 3 กรณี โดยจะอธิบายทีละกรณีไป โดยใช้ตัวอย่างสมดุลของปฏิกิริยา

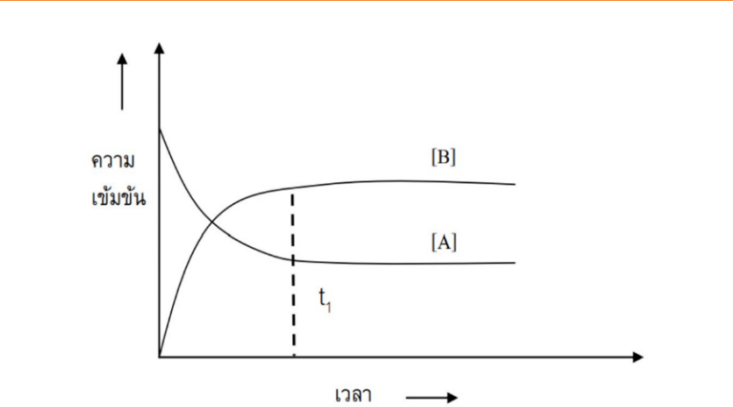


กรณีที่ 1 | กรณีที่เมื่อเข้าสู่สมดุลแล้ว [A] มากกว่า [B]

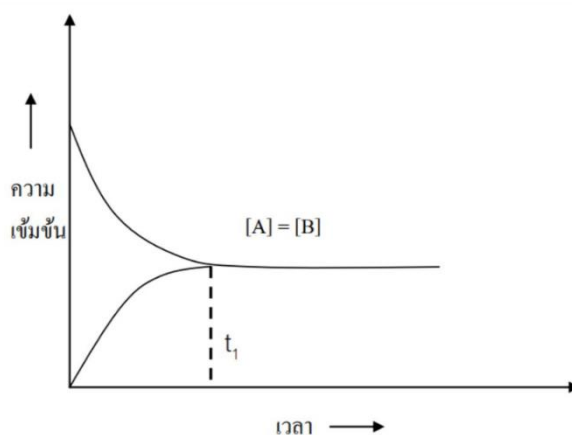


เรียนออนไลน์เรื่องนี้ได้ที่นี่

จากกราฟที่แสดงด้านบนจะพบว่า ที่เริ่มต้น ($t = 0$) จะมีความเข้มข้นของสาร [A] เพียงอย่างเดียว สาร A จะสลายตัวไปเป็นสาร B ความเข้มข้นของสาร [B] จะเพิ่มขึ้น แต่ความเข้มข้นของสาร [A] จะลดลง จนกระทั่งระบบเข้าสู่ภาวะสมดุล (หลังเส้นปะ) ความเข้มข้นของสาร [A] และ [B] จะคงที่

กรณีที่ 2 | กรณีที่เมื่อเข้าสู่สมดุลแล้ว $[A]$ น้อยกว่า $[B]$


จากกราฟ ที่สภาวะเริ่มต้นจะมีความเข้มข้นของสาร $[A]$ เพียงอย่างเดียว สาร A จะสลายตัวไปเป็นสาร B ความเข้มข้นของสาร $[B]$ จะเพิ่มขึ้นแต่ความเข้มข้นของสาร $[A]$ จะลดลง จนกระทั่งภาวะสมดุลความเข้มข้นของสาร $[A]$ และ $[B]$ จะคงที่ โดยความเข้มข้นที่คงที่นี้ $[B]$ จะมากกว่า $[A]$

กรณีที่ 3 | กรณีที่เมื่อเข้าสู่สมดุลแล้ว $[A]$ เท่ากับ $[B]$


จากกราฟ ที่สภาวะเริ่มต้นจะมีความเข้มข้นของสาร $[A]$ เพียงอย่างเดียว สาร A จะสลายตัวไปเป็นสาร B ความเข้มข้นของสาร $[B]$ จะเพิ่มขึ้นแต่ความเข้มข้นของสาร $[A]$ จะลดลง จนกระทั่งที่ภาวะสมดุลความเข้มข้นของสาร $[A]$ และ $[B]$ จะคงที่ โดยความเข้มข้นที่คงที่นี้ ทั้ง $[A]$ และ $[B]$ จะเท่ากัน เส้นกราฟจึงทับกัน

1.4 ค่าคงที่สมดุล

(Equilibrium constant)

ปฏิกิริยาเคมีใด ๆ ถ้าเริ่มต้นปฏิกิริยาด้วยสารที่มีความเข้มข้นเท่าใดก็ตาม เมื่อเข้าสู่ภาวะสมดุล สารต่างๆจะมีความเข้มข้นค่าหนึ่งซึ่งจะทำให้อัตราส่วนความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นของสารแต่ละชนิดมีค่าคงที่ โดยค่าคงที่สมดุลจะเกิดขึ้นเมื่อระบบเข้าสู่สมดุล ความเข้มข้นเริ่มต้นของสารไม่มีผลต่อค่าคงที่สมดุล แต่ถ้าอุณหภูมิมีการเปลี่ยนแปลง ค่าคงที่สมดุลนั้นก็เปลี่ยนแปลงด้วย

1.4.1 การเขียนแสดงค่าคงที่สมดุล

(Writing the equilibrium constant)

ค่าคงที่สมดุล (K) คือ “ผลคูณของความเข้มข้นที่สมดุลของสารผลิตภัณฑ์ ยกกำลังด้วยสัมประสิทธิ์ข้างหน้าสารในสมการที่ดุลแล้ว หารด้วยผลคูณของความเข้มข้นที่สมดุลของสารตั้งต้น ยกกำลังด้วยสัมประสิทธิ์ข้างหน้าสารในสมการที่ดุลแล้ว ที่อุณหภูมิคงที่” ยกตัวอย่างเช่น ปฏิกิริยา



เมื่อ a, b, c และ d แทนสัมประสิทธิ์หน้าสารในสมการที่ดุลแล้ว

จากปฏิกิริยาดังกล่าวสามารถเขียนค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยานี้ได้ดังนี้

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$



เรียนออนไลน์เรื่องนี้ได้ที่

หากจะกล่าวถึงที่มาของการเขียนค่าคงที่สมดุลนี้อาจเริ่มพิจารณาจาก ลักษณะของภาวะสมดุลที่กล่าวว่า อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าเท่ากับอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ นั้นแสดงว่า

อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า คือ

$$\text{rate}_{\text{forward}} = k_{\text{forward}} [A]^a [B]^b$$

อัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ คือ

$$\text{Rate}_{\text{reverse}} = k_{\text{reverse}} [C]^c [D]^d$$

ที่ภาวะสมดุลอัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าเท่ากับอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ จะได้ว่า

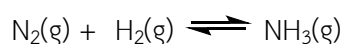
$$k_{\text{forward}} [A]^a [B]^b = k_{\text{reverse}} [C]^c [D]^d$$

$$\frac{k_{\text{forward}}}{k_{\text{reverse}}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = K$$

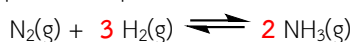
ในการเขียนแสดงค่าคงที่ของปฏิกิริยาเมื่อเข้าสู่สภาวะสมดุลนั้น ถ้าในปฏิกิริยานั้นมีของแข็งและของเหลวอยู่ในสมการเคมีนั้น ไม่ต้องแสดงความเข้มข้นของของแข็งและของเหลวในค่าคงที่สมดุล เพราะของแข็งและของเหลวเป็นสารบริสุทธิ์ที่มีความเข้มข้นคงที่ (พิจารณาจากตัวอย่างที่ 1.2) นอกจากนี้ค่า K ไม่นิยมแสดงหน่วย

ตัวอย่างที่ 1.1 | การแสดงค่าคงที่สมดุล

จงเขียนค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาต่อไปนี้



ขั้นที่ 1 : ให้เริ่มจากสมการเคมีที่ดุลแล้ว โดยดุลสมการให้เรียบร้อยก่อน

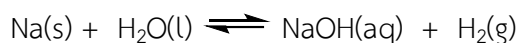


ขั้นที่ 2 : เขียนแสดงค่า K ในรูปของอัตราส่วนความเข้มข้นของสาร

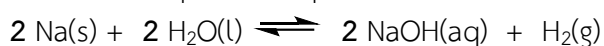
$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] [\text{H}_2]^3}$$

ตัวอย่างที่ 1.2 | การแสดงค่าคงที่สมดุล

จงเขียนค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาต่อไปนี้



ขั้นที่ 1 : ให้เริ่มจากสมการเคมีที่ดุลแล้ว โดยดุลสมการให้เรียบร้อยก่อน



ขั้นที่ 2 : เขียนแสดงค่า K ในรูปของอัตราส่วนความเข้มข้นของสาร แต่ไม่ต้องแสดงค่าของของแข็งและของเหลวในกรณีนี้ ไม่ต้องแสดงความเข้มข้นของ Na(s) และ H₂O(l) ดังนั้นจะได้

$$K = [\text{NaOH}]^2 [\text{H}_2]$$

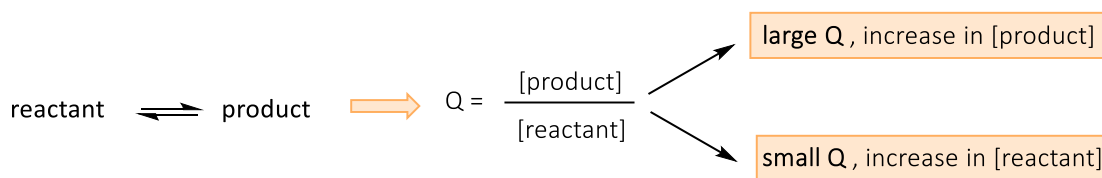
ในแหล่งอ้างอิงบางแหล่ง มีการกำหนดค่าคงที่สมดุล K ด้วย K_c โดย K_c นิยามเป็น “ความเข้มข้นที่ภาวะสมดุลของสารผลิตภัณฑ์ในหน่วย mol/dm³ ยกกำลังสัมประสิทธิ์หน้าสารในสมการที่ดุลแล้ว ส่วนด้วยความเข้มข้นที่ภาวะสมดุลของสารตั้งต้นในหน่วย mol/dm³ ยกกำลังสัมประสิทธิ์หน้าสารในสมการที่ดุลแล้ว” อาจกล่าวได้ว่า เนื่องจากหน่วยของปริมาณสารที่ใช้ใน K_c เป็นความเข้มข้นในหน่วย molar จึงกำหนดสัญลักษณ์ c ที่ย่อมาจาก concentration ห้อยท้ายไว้ ดังนั้นหากกล่าวถึงความเข้มข้นของสารในการเขียนค่าคงที่สมดุลจะให้สัญลักษณ์ K_c

หากปฏิกิริยาที่เข้าสู่สมดุลมีสถานะของสารเป็นชนิดเดียวกันทั้งหมด เช่นมีสถานะเป็นแก๊สเหมือนกันทั้งสารผลิตภัณฑ์และสารตั้งต้นจะเรียกสมดุลนั้นว่า Homogeneous equilibria พิจารณาตัวอย่าง Homogeneous equilibria จากตัวอย่างที่ 1.1 ส่วนปฏิกิริยาที่อยู่ในสมดุลแต่สารมีสถานะ

แตกต่างกันจะเรียกว่า Heterogeneous equilibria พิจารณา Heterogeneous equilibria จากตัวอย่างปฏิกิริยาที่ 1.2

1.4.2 ความสัมพันธ์ระหว่าง ค่า K กับทิศทางการดำเนินไปของปฏิกิริยา

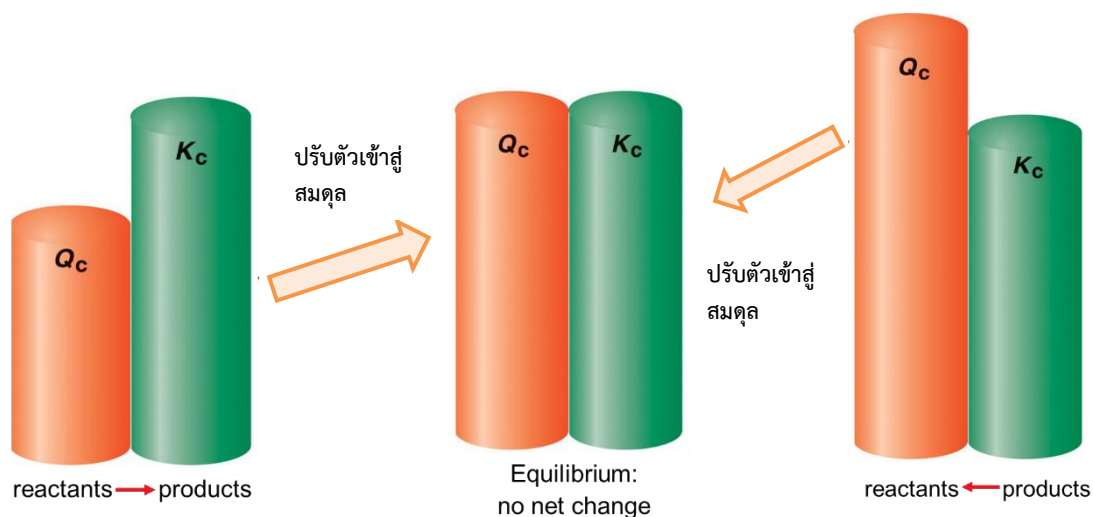
ในการใช้ค่า K ในการทำนายทิศทางของปฏิกิริยาว่าจะเกิดสารผลิตภัณฑ์มากน้อยเพียงใด จะพิจารณาจาก ค่า **reaction quotient, Q** ว่ามีค่ามากหรือน้อยกว่าค่าคงที่สมดุล K ของปฏิกิริยานั้นๆ ค่า reaction quotient (Q) คือ อัตราส่วนระหว่างความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์ต่อความเข้มข้นของสารตั้งต้นยกกำลังสัมประสิทธิ์หน้าสารในสมการที่ดุลแล้ว ซึ่งจะเหมือนกับค่า K ต่างกันที่ ความเข้มข้นที่แทนในค่า Q นี้ จะเป็นความเข้มข้นใด ๆ ก่อนเข้าสู่สมดุล



หลักการในการทำนายทิศทางของปฏิกิริยา จะใช้การเปรียบเทียบค่า Q กับค่า K โดยมีหลักการดังนี้ (พิจารณา ภาพที่ 1.3 ประกอบ)

เมื่อ $Q < K$ ให้พิจารณาว่า ค่า Q น้อย แสดงว่าตัวสาร [reactant] มีปริมาณมาก ปฏิกิริยาต้องปรับตัวดำเนินไปในทิศทางไปข้างหน้า เพื่อปรับเข้าสู่สมดุล (ที่สมดุล ค่า $Q = K$)

เมื่อ ค่า $Q > K$ ให้พิจารณาว่า ค่า Q มากๆ แสดงว่าตัวสาร [product] มีปริมาณมาก มีสารผลิตภัณฑ์มาก ปฏิกิริยาต้องปรับตัวดำเนินไปในทิศทางย้อนกลับ เพื่อลดปริมาณสารผลิตภัณฑ์ เพื่อเข้าสู่สมดุล



ภาพที่ 1.4 ทิศทางของปฏิกิริยาและความสัมพันธ์ระหว่างขนาดค่า Q และ K

ปรับปรุงจาก: Silberberg, M., and Amateis, P. (2014). *Chemistry The Molecular Nature of Matter and Change*: McGraw-Hill Science. p 742.

สรุป | Reactant $\rightleftharpoons$ Product (ณ อุณหภูมิคงที่)

กรณี	สารตั้งต้นที่เหลือ	สารผลิตภัณฑ์ที่เกิด	การดำเนินไปของปฏิกิริยา
$Q > K$	น้อย	มาก	ไปทิศทางย้อนกลับ
$Q < K$	มาก	น้อย	ไปข้างหน้าได้มาก

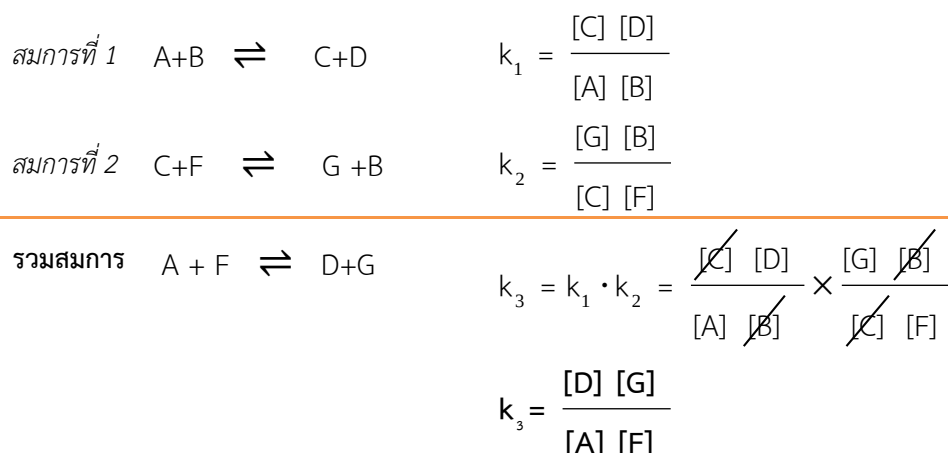
1.4.3 การแสดงค่า K ของการรวมกันของปฏิกิริยา (Form of K for an Overall Reaction)



เรียนออนไลน์เรื่องนี้ได้ที่

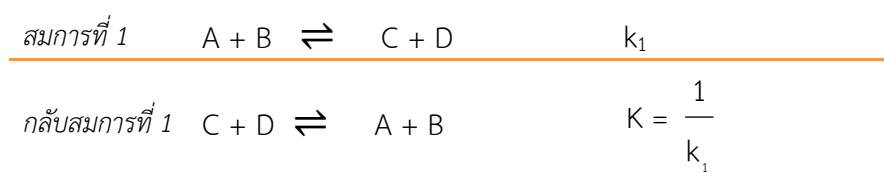
กรณีที่ 1 | การนำสมการเคมีสองสมการมารวมกัน

เมื่อนำสองสมการมารวมกัน ค่า K ของทั้งสองสมการนั้นจะนำมาคูณกัน ตัวอย่างดังแสดงด้านล่าง โดยเมื่อนำสมการที่ 1 มารวมกับสมการที่ 2 ค่า K ของสมการใหม่ จะมีค่าเท่ากับค่า $k_1 \times k_2$



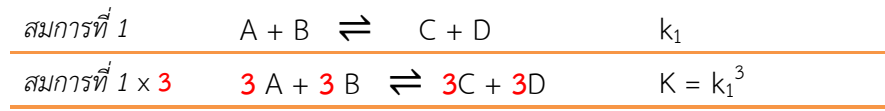
กรณีที่ 2 | การกลับสมการเคมี

เมื่อมีการกลับสมการจากสารตั้งต้นเป็นสารผลิตภัณฑ์ สารผลิตภัณฑ์เป็นสารตั้งต้น ค่า K ของสมการใหม่จะกลับเศษเป็นส่วน ตัวอย่างเช่น เมื่อกลับสมการที่ 1 ค่า K ของ สมการใหม่ จะมีค่าเท่ากับ $1/k_1$



กรณีที่ 3 | การนำตัวเลขมาคูณตลอดทั้งสมการเคมี

เมื่อมีตัวเลขใดๆ มาคูณตลอดทั้งสมการนั้น ค่า K ของสมการเคมีหลังคูณจะมีค่าเท่ากับ ค่า K เดิมยกกำลังด้วยเลขนั้น เช่น เมื่อนำเลข 3 มาคูณตลอดทั้งสมการ ค่า K ของสมการใหม่จะมีค่าเท่ากับ k_1^3



ตัวอย่างที่ 1.3 | การหาค่า K ของการรวมกันของปฏิกิริยา

กำหนดค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาดังนี้

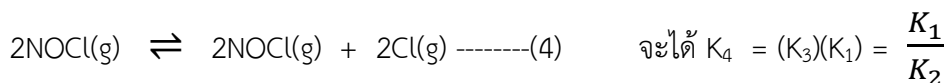


จงหาค่าคงที่ปฏิกิริยาต่อไปนี้ $2\text{NOCl}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NOCl}(\text{g}) + 2\text{Cl}(\text{g})$

วิธีคิด ขั้นที่ 1 กลับสมการ (2) จะได้



ขั้นที่ 2 : นำ (3) + (1) จะได้

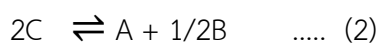


เมื่อแทนค่าตัวเลขลงใน K_4 จะได้

$$K_4 = \frac{6.40 \times 10^{-39}}{3.70 \times 10^{-4}} = 1.73 \times 10^{-43}$$

ตัวอย่างที่ 1.4 | การแสดงค่าคงที่สมดุล

พิจารณาปฏิกิริยาในระบบสมดุลของ 2 ปฏิกิริยาเป็นดังนี้



ถ้าปฏิกิริยาที่ 2 มีค่าคงที่สมดุลเท่ากับ 4 ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาที่ 1 มีค่าเท่าใด

วิธีคิด เมื่อพิจารณาจะเห็นว่าสมการที่ 1 เกิดจากการแปลงจากสมการที่ 2 ได้ เมื่อเรารู้ค่า k_2 จึงต้องพยายามแปลงสมการที่ 2 ไปเป็นสมการที่ 1 เพื่อหาค่า k_1 โดยเริ่มจาก

ตัวอย่างที่ 1.4 | การแสดงค่าคงที่สมดุล

ขั้นที่ 1 กลับปฏิกิริยาที่ (2) จะได้



ขั้นที่ 2 เมื่อนำสมการที่ (3) คูณด้วยเลข 2 จะกลับมาเป็นสมการที่ (1)



ดังนั้น เมื่อค่า K_2 ด้วย 4 ตามโจทย์กำหนด จะได้ $k_1 = \left(\frac{1}{k_2}\right)^2 = \left(\frac{1}{4}\right)^2 = \frac{1}{16}$

1.5 การคำนวณโจทย์สมดุลเคมี**(How to solve equilibrium problems)**

การแก้โจทย์ปัญหาในเรื่องสมดุลเคมีมีความเกี่ยวข้องกับกับโจทย์ในชีวิตจริงในอุตสาหกรรมเคมีต่างๆ รวมทั้งการแก้ปัญหาในข้อสอบวิชาเคมีอีกด้วย ซึ่งเราสามารถแบ่งประเภทของโจทย์ในเรื่องสมดุลเคมีเป็น 3 แนว คือ

แนวที่ 1 เมื่อทราบความเข้มข้นที่สมดุล แล้วหาค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยานั้น

แนวที่ 2 เมื่อทราบค่าคงที่สมดุล (K) แล้วให้หาความเข้มข้นเริ่มต้นของสารก่อนเข้าสู่สมดุล

แนวที่ 3 เมื่อทราบค่าคงที่สมดุล (Kc) และความเข้มข้นเริ่มต้น แล้วให้หาความเข้มข้นของสารที่ภาวะสมดุล

วิธีการในการแก้ปัญหาโจทย์ของสมดุลเคมีจะอธิบายผ่านตัวอย่างต่างๆ ดังต่อไปนี้ โดยจะอธิบายอย่างละเอียดทีละขั้นตอนผ่านตัวอย่าง



เรียนออนไลน์เรื่องนี้ได้ที่

แนวที่ 1 | ทราบความเข้มข้นที่สมดุล แล้วหาค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยานั้น**ตัวอย่างที่ 1.5 | โจทย์สมดุลเคมีแนวที่ 1**

โจทย์ : ระบบหนึ่งประกอบด้วย PCl_5 PCl_3 Cl_2 เมื่อทำการทดลองที่อุณหภูมิ 250 องศาเซลเซียส มีสมการดังนี้



ที่ภาวะสมดุลพบ PCl_5 เข้มข้น 2.5M PCl_3 เข้มข้น 1.75 M และ Cl_2 เข้มข้น 1.25 M จงหาค่า K_c

วิธีคิด โจทย์กำหนดความเข้มข้นที่สมดุลมาให้เรียบร้อยแล้ว และสมการที่ให้มาก็ดุลเรียบร้อยแล้ว ดังนั้นจึงสามารถนำค่าความเข้มข้นของสารแต่ละตัวที่สมดุลแทนลงในค่า K ได้

ตัวอย่างที่ 1.5 | โจทย์สมดุลเคมีแนวที่ 1

ขั้นที่ 1 เขียนสมการ K_c จะได้

$$K_c = \frac{[PCl_3] [Cl_2]}{[PCl_5]}$$

ขั้นที่ 2 คำนวณหาค่าคงที่สมดุล โดยนำค่าความเข้มข้นที่ภาวะสมดุลมาแทนในสมการ K_c

$$K_c = \frac{(1.75) (1.25)}{(2.5)} = 0.875$$

ดังนั้น ค่า K_c ของปฏิกิริยานี้ ที่อุณหภูมิ 250 องศาเซลเซียส มีค่า 0.875

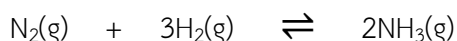
แนวที่ 2 | ทราบความเข้มข้นที่สมดุล แล้วหาค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยานั้น

ตัวอย่างที่ 1.6 | โจทย์สมดุลเคมีแนวที่ 2

โจทย์ : ที่อุณหภูมิ 700 องศาเซลเซียส เมื่อนำ N_2 จำนวน 2.00 mol มาทำปฏิกิริยากับ H_2 จำนวน 2.00 mol ในภาชนะปิด 2.00 ลิตร ภาวะสมดุลมีก๊าซแอมโมเนีย เกิดขึ้นจำนวน 1.00 mol จงหาค่า K_c ของปฏิกิริยานี้

วิธีคิด โจทย์กำหนดปริมาณของสารตั้งต้นที่ภาวะเริ่มต้น (ก่อนเข้าสู่สมดุล) เป็นจำนวนโมล ในภาชนะ 2 ลิตร มาให้ และกำหนดจำนวนโมลของ NH_3 เมื่อเข้าสู่สมดุลมาให้

ขั้นที่ 1 เขียนสมการเคมีที่ดุลแล้วของปฏิกิริยานี้ก่อน



ขั้นที่ 2 เปลี่ยนหน่วยโมล ให้เป็น mol/L โดยคิดดังนี้

การหาความเข้มข้นของ $[N_2]$ ในหน่วย mol/L หาจาก N_2 2 โมล/ ภาชนะ 2 L

$$\text{ดังนั้น } [N_2] = \frac{2}{2} \text{ mol} / \frac{2}{2} \text{ L} = 1.0 \text{ mol/L}$$

$$[H_2] = 1.0 \text{ mol/L}$$

$$[NH_3]_{eq} = 0.5 \text{ mol/L}$$

ตัวอย่างที่ 1.6 | โจทย์สมดุลเคมีแนวที่ 2

ขั้นที่ 3 สร้างตาราง ICE (I = initial, C = change, E = equilibrium) แล้วเติมความเข้มข้นที่คิดไว้ในขั้นที่ 2 ลงในตาราง ICE โดยที่ภาวะเริ่มต้นก่อนเข้าสู่สมดุลให้พิจารณาว่าสารตั้งต้นทั้งสองชนิดกำลังจะเข้าทำปฏิกิริยากัน จึงยังไม่มีผลิตภัณฑ์เกิดขึ้นที่ภาวะเริ่มต้น จึงใส่เลข 0 ดังแสดง

	$\text{N}_2(\text{g})$	+	$3\text{H}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2\text{NH}_3(\text{g})$
Initial (mol/L)	1.0		1.0		0
Change (mol/L)					
Equilibrium (mol/L)					0.5

ขั้นที่ 4 ในตารางแนวตั้งของ NH_3 ในแถว change จะเห็นว่าเริ่มต้นมี 0 แล้วเมื่อระบบเข้าสู่สมดุล มีความเข้มข้น 0.5 mol/L แสดงว่า $[\text{NH}_3]$ เพิ่มขึ้น 0.5 ดังนั้นใส่ 0.5 ในแถว change ช่องของ NH_3

สำหรับแถว change ช่อง N_2 นั้นเมื่อพิจารณาสัมประสิทธิ์หน้าสารของ N_2 และ NH_3 มีอัตราส่วน 1:2 เมื่อ $[\text{NH}_3]$ เพิ่มขึ้น 0.5 mol/L ดังนั้น $[\text{N}_2]$ จึงต้องลดลง (สารตั้งต้นต้องลดลง) 0.25 mol/L ลดลงเป็นครึ่งหนึ่งของ $[\text{NH}_3]$ สำหรับ $[\text{H}_2]$ จะลดลงเป็น 3:2 เท่าเมื่อเทียบกับ $[\text{NH}_3]$ ดังนั้น $[\text{H}_2]$ ลดลงเท่ากับ 0.75 mol/L จะได้ตาราง ICE ดังแสดง

	$\text{N}_2(\text{g})$	+	$3\text{H}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2\text{NH}_3(\text{g})$
Initial (mol/L)	1.0		1.0		0
Change (mol/L)	-0.25		-0.75		+0.5
Equilibrium (mol/L)					0.5

ขั้นที่ 5 นำจำนวนในแถว initial และ change รวมกัน (คิดเครื่องหมายบวกลบหน้าตัวเลขด้วย) จะทำให้ได้ความเข้มข้นที่ภาวะสมดุล (equilibrium) ดังแสดง

	$\text{N}_2(\text{g})$	+	$3\text{H}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2\text{NH}_3(\text{g})$
Initial (mol/L)	1.0		1.0		0
Change (mol/L)	-0.25		-0.75		+0.5
Equilibrium (mol/L)	0.75		0.25		0.5

ตัวอย่างที่ 1.6 | โจทย์สมดุลเคมีแนวที่ 2

ขั้นที่ 6 เขียนสมการ K_c จะได้ แล้วนำความเข้มข้นที่ภาวะสมดุล (ในแถว equilibrium) แทนในสมการจะได้

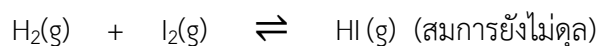
$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{(0.5 \text{ mol/L})^2}{(0.75 \text{ mol/L})(0.25 \text{ mol/L})^3} = 21.4$$

ดังนั้น ค่า K_c ของปฏิกิริยานี้ ที่อุณหภูมิ 700 องศาเซลเซียส มีค่า 21.4

แนวที่ 3 | ทราบค่าคงที่สมดุล (K_c) และความเข้มข้นเริ่มต้น แล้วให้หาความเข้มข้นของสารที่ภาวะสมดุล

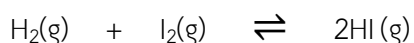
ตัวอย่างที่ 1.7 | โจทย์สมดุลเคมีแนวที่ 3

โจทย์ : นำ H_2 มาจำนวน 0.75 mol ทำปฏิกิริยากับ I_2 จำนวน 0.75 mol ในภาชนะขนาด 1 ลิตร เมื่อระบบเข้าสู่สมดุลพบว่า ค่า K_c เท่ากับ 54.3 จงหาความเข้มข้นของ H_2 , I_2 และ HI ณ ภาวะสมดุล



วิธีคิด โจทย์กำหนดปริมาณของสารตั้งต้นที่ภาวะเริ่มต้น (ก่อนเข้าสู่สมดุล) เป็นจำนวนโมล ในภาชนะ 1 ลิตร มาให้ และกำหนดค่า K ของปฏิกิริยา เท่ากับ 54.3

ขั้นที่ 1 เขียนสมการเคมีที่ดุลแล้วของปฏิกิริยานี้ก่อน



ขั้นที่ 2 เปลี่ยนหน่วยโมล ให้เป็น mol/L โดยคิดดังนี้

การหาความเข้มข้นของ $[\text{N}_2]$ ในหน่วย mol/L หาจาก N_2 2 โมล/ ภาชนะ 2 L

$$\text{ดังนั้น } [\text{H}_2] = \frac{0.75 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0.75 \text{ mol/L}$$

$$[\text{I}_2] = 0.75 \text{ mol/L}$$

ขั้นที่ 3 สร้างตาราง ICE (I = initial, C = change, E = equilibrium) แล้วเติมความเข้มข้นที่คิดไว้ในขั้นที่ 2 ลงในตาราง ICE โดยที่ภาวะเริ่มต้นก่อนเข้าสู่สมดุล ให้

ตัวอย่างที่ 1.7 | โจทย์สมดุลเคมีแนวที่ 3

พิจารณาว่าสารตั้งต้นทั้งสองชนิดกำลังจะเข้าทำปฏิกิริยากัน จึงยังไม่มีผลิตภัณฑ์เกิดขึ้นที่ภาวะเริ่มต้น จึงใส่เลข 0 ดังแสดง

	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2\text{HI}(\text{g})$
Initial (mol/L)	0.75		0.75		0
Change (mol/L)					
Equilibrium (mol/L)					

ขั้นที่ 4 ในขั้นนี้จะเห็นว่าโจทย์ ไม่ได้กำหนด บรรทัด change หรือบรรทัด equilibrium มาให้ เพราะฉะนั้นเราจึงต้องกำหนดตัวแปร x ให้เป็นว่าสารตั้งต้น $[\text{H}_2]$ ลดลง x mol/L ดังนั้น $[\text{I}_2]$ ก็ลดลง x mol/L ด้วย เพราะอัตราส่วนเป็น 1:1 ส่วนสารผลิตภัณฑ์ เพิ่มขึ้น $(2x)$ mol/L สาเหตุที่ $[\text{HI}]$ ในบรรทัด change เพิ่มขึ้น $2x$ mol/L นั้น เพราะอัตราส่วนระหว่าง $[\text{H}_2]$ และ $[\text{HI}]$ เป็น 1:2 จะได้ ตาราง ICE

	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2\text{HI}(\text{g})$
Initial (mol/L)	0.75		0.75		0
Change (mol/L)	$-x$		$-x$		$+2x$
Equilibrium (mol/L)					

ขั้นที่ 5 นำจำนวนในแถว initial และ change รวมกัน (คิดเครื่องหมายบวกลบหน้าตัวเลขด้วย) จะทำให้ได้ความเข้มข้นที่ภาวะสมดุล (equilibrium) ดังแสดง

	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2\text{HI}(\text{g})$
Initial (mol/L)	0.75		0.75		0
Change (mol/L)	$-x$		$-x$		$+2x$
Equilibrium (mol/L)	$0.75-x$		$0.75-x$		$2x$

ขั้นที่ 6 จากที่โจทย์กำหนดค่า K ของสมการเท่ากับ 54.3 เมื่อเขียนสมการ K_c แล้วนำความเข้มข้นที่ภาวะสมดุล (ในแถว equilibrium) แทนในสมการจะได้

ตัวอย่างที่ 1.7 | โจทย์สมดุลเคมีแนวที่ 3

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$54.3 = \frac{(2x \text{ mol/L})^2}{(0.75-x \text{ mol/L})(0.75-x \text{ mol/L})}$$

$$54.3 = \frac{(2x \text{ mol/L})^2}{(0.75-x \text{ mol/L})^2}$$

$$0.73 = \frac{(2x \text{ mol/L})}{(0.75-x \text{ mol/L})}$$

$$x = 0.60$$

ถอดค่ารากที่สองทั้งสองข้างของสมการ

แก้สมการหาค่า x

ขั้นที่ 7 ค่าที่ได้มานี้ยังไม่ใช่คำตอบเพราะโจทย์ถามหาความเข้มข้น ที่ภาวะสมดุลของ $[H_2]$, $[I_2]$ และ $[HI]$ นำค่า x ที่ได้แทนค่าในสมการที่ได้จากบรรทัด equilibrium จากตาราง ICE จะได้

$$[H_2] = 0.75 - x = 0.75 - 0.60 = 0.15 \text{ mol/L}$$

$$[I_2] = 0.75 - x = 0.75 - 0.60 = 0.15 \text{ mol/L}$$

$$[HI] = 2x = 2(0.60) = 1.2 \text{ mol/L}$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของ H_2 และ I_2 ที่ภาวะสมดุลมีค่าเท่ากันและเท่ากับ 0.15 mol/L
ความเข้มข้นของ HI ที่ภาวะสมดุลมีค่าเท่ากับ 1.2 mol/L

1.6 ปัจจัยที่มีผลต่อการรบกวนสมดุลเคมี

(Factors that affect chemical equilibrium)

เมื่อระบบเข้าสู่สมดุลแล้ว ระบบจะอยู่ในภาวะสมดุลไปเรื่อยๆ จนกระทั่งมีการเปลี่ยนแปลงสภาวะบางอย่างไปรบกวนสมดุลเคมีนั้น ในการอธิบายทิศทางการปรับตัวของสมดุลเคมีในการปรับตัวเข้าสู่ระบบสมดุลใหม่ จะใช้กฎของเลอชาเตอลิเย (Henry Louis LeChatelier) ในการอธิบาย



เรียนออนไลน์เรื่องนี้ได้ที่



ภาพที่ 1.5 เฮนรี หลุยส์ เลอชาเตอลิเย (Henry Louis Le Chatelier)

ที่มา: Henri Louis Le Chatelier (1815-1873). (n.d.). Retrieved April 18, 2019, from <http://Annales.org/archives/x/chatelier.html>.

กฎของเลอชาเตอลิเย กล่าวว่า “เมื่อระบบที่อยู่ในภาวะสมดุลถูกรบกวน ระบบจะเกิดการเปลี่ยนแปลงไปในทิศทางที่จะลดผลการรบกวนนั้น เพื่อให้ระบบเข้าสู่ภาวะสมดุลใหม่อีกครั้งหนึ่ง” กล่าวคือ เมื่อระบบที่อยู่ในภาวะสมดุลถูกรบกวนโดยการเปลี่ยนความเข้มข้น ความดันหรืออุณหภูมิ ระบบจะเกิดการเปลี่ยนแปลงไปในทิศทางที่ลดการรบกวนเพื่อเข้าสู่ภาวะสมดุลอีกครั้ง

1.6.1 การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้น (Change in concentration)

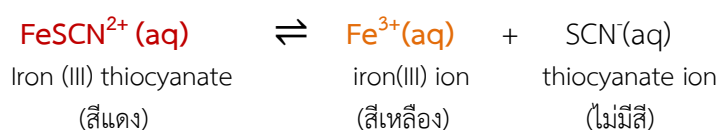
การเปลี่ยนแปลงนี้จะไม่มีผลต่อค่าคงที่สมดุล แต่ทำให้สมดุลของระบบเปลี่ยนไป การรบกวนสมดุลโดยการรบกวนความเข้มข้น โดยสารที่เติมลงไปเพื่อรบกวนสมดุลจะต้องเหมือนกับสารใดสารหนึ่งในระบบ หรือทำปฏิกิริยากับสารในระบบที่ภาวะสมดุล ซึ่งจะมีผลทำให้ปริมาณของสารในระบบเปลี่ยนแปลงไป โดยเมื่อ

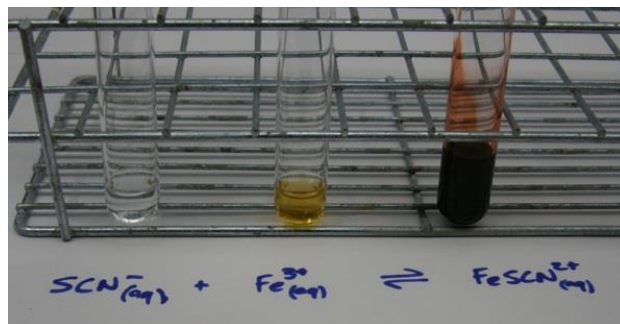
เพิ่มความเข้มข้นของสารใดสารหนึ่ง ระบบจะเกิดปฏิกิริยาในทิศทางที่ลดความเข้มข้นของสารนั้น
ลดความเข้มข้นของสารใดสารหนึ่ง ระบบจะเกิดปฏิกิริยาในทิศทางที่เพิ่มความเข้มข้นของสารนั้น

ยกตัวอย่างเช่น ในสมดุลเคมีของปฏิกิริยาการสลายตัวของ Iron (III) thiocyanate ซึ่งเป็นสารประกอบเชิงซ้อนที่มีสีแดง จะสลายตัวให้ Fe^{3+} ที่มีสีเหลือง และ thiocyanate ที่มีสีใส สีของสารแต่ละชนิดแสดงดังภาพที่ 1.6



เรียนออนไลน์เรื่องนี้ได้ที่





ภาพที่ 1.6 สีของสารละลาย (ซ้าย) thiocyanate ion (กลาง) iron(III) ion และ (ขวา) Iron (III) thiocyanate

จากสมการ ถ้าเพิ่มความเข้มข้นของสาร $[SCN^-]$ โดยการเติม NaSCN เข้าไปในระบบ ระบบจะปรับตัวไปยังทิศทางย้อนกลับ สารผลิตภัณฑ์รับทำปฏิกิริยาย้อนไปเป็นสารตั้งต้น เพื่อลดความเข้มข้นของ $[SCN^-]$ ในขั้นนี้เราจะเห็นสีของสารละลายเป็นสีแดงเข้มขึ้น เพราะปริมาณของ $FeSCN^{2+}$ เพิ่มขึ้น

ในกรณีที่เติม $Fe(NO_3)_3$ ลงไปในระบบ เสมือนเป็นการเพิ่มความเข้มข้นของ Fe^{3+} ระบบจะปรับตัวไปยังทิศทางย้อนกลับ เพื่อลดความเข้มข้นของ $[Fe^{3+}]$ ในระบบ ส่งผลให้สีของสารละลายเป็นสีแดงเข้มขึ้น

เมื่อลองเติม oxalate ion ($C_2O_4^{2-}$) เข้าไปในปฏิกิริยา ผลปรากฏว่าสีของสารละลายจากสีแดงเข้ม เป็นสีแดงจางลง อันเป็นผลมาจากการที่ oxalate ion จะจับกับ Fe^{3+} เกิดเป็นตะกอนของ $Fe_2(C_2O_4)_3$ เสมือนเป็นการดึง Fe^{3+} ออกจากระบบ สมดุลจึงปรับตัวไปข้างหน้า สาร $FeSCN^{2+}$ สลายตัวเพื่อให้ปริมาณของ Fe^{3+} มีเพิ่มมากขึ้น ดังนั้นความเข้มข้นของ $[FeSCN^{2+}]$ จึงลดลง สีของสารละลายจึงจางลง

เพื่อความเข้าใจมากขึ้นเกี่ยวกับการรบกวนสมดุลโดยปรับความเข้มข้น สามารถศึกษาเพิ่มเติมได้จากตัวอย่างที่ 1.8

1.6.2 การเปลี่ยนแปลงความดัน

(Change in pressure)

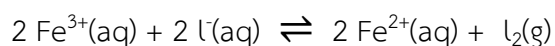
การเปลี่ยนแปลงความดันของระบบนี้ จะมีผลต่อภาวะสมดุลเมื่อสารในปฏิกิริยามีสถานะเป็นแก๊ส และจำนวนโมลรวมของสารตั้งต้นที่เป็นแก๊สจะไม่เท่ากับจำนวนโมลรวมของสารผลิตภัณฑ์ที่เป็นแก๊ส โดยมีหลักการพิจารณาว่า ถ้าความดันของระบบเพิ่มขึ้น (ปริมาตรลดลง) สมดุลจะปรับตัวไปยังทิศทางที่มีจำนวนโมลรวมน้อย ตรงจุดนี้ให้คิดเสมือนว่า เพิ่มความดันแล้วปริมาตรของระบบมีน้อยลง ระบบจึงปรับตัวเพื่อลดจำนวนโมลของระบบลง เมื่อพื้นที่มีน้อยจึงต้องปรับตัวไปทางที่มีจำนวนโมลน้อยกว่า และเมื่อความดันลดลง (ปริมาตรเพิ่ม) สมดุลจะปรับตัวไปยังทิศทางที่มีจำนวนโมลรวมมากกว่า ยกตัวอย่างเช่น ปฏิกิริยา



เรียนออนไลน์เรื่องนี้ได้ที่

ตัวอย่างที่ 1.8 | การรบกวนสมดุลเคมีโดยการเปลี่ยนความเข้มข้น

โจทย์ : จากปฏิกิริยา

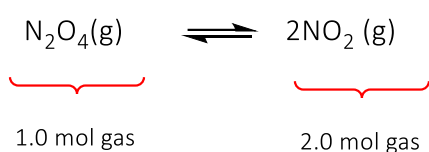


เมื่อระบบอยู่ในสภาวะสมดุล เมื่อเติมสารต่าง ๆ เหล่านี้ลงไปจะเกิดการเปลี่ยนแปลงอย่างไร

สารที่เติม : (a) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ (b) FeCl_2 (c) KI (d) NaCl (e) NH_4I (f) LiI (g) AgNO_3

วิธีคิด ในตัวอย่างนี้เราจะเฉลยแนวทางและวิธีคิดสรุปได้ดังตาราง

ข้อ	สารที่เติม	รบกวนโดยการ	ทิศทางการเปลี่ยนแปลงของสมดุล	ความเข้มข้นของสารที่สมดุลใหม่			
				Fe^{3+}	I^{-}	Fe^{2+}	I_2
(a)	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	เพิ่ม Fe^{3+}	$\rightarrow$	เพิ่ม	ลด	เพิ่ม	เพิ่ม
(b)	FeCl_2	เพิ่ม Fe^{2+}	$\leftarrow$	เพิ่ม	เพิ่ม	เพิ่ม	ลด
(c)	KI	เพิ่ม I^{-}	$\rightarrow$	ลด	เพิ่ม	เพิ่ม	เพิ่ม
(d)	NaCl	ไม่มีผลต่อทิศทางการเปลี่ยนแปลงของสมดุลของปฏิกิริยา					
(e)	NH_4I	เพิ่ม I^{-}	$\rightarrow$	ลด	เพิ่ม	เพิ่ม	เพิ่ม
(f)	LiI	เพิ่ม I^{-}	$\rightarrow$	ลด	เพิ่ม	เพิ่ม	เพิ่ม
(g)	AgNO_3	ลด I^{-} โดยที่ Ag^{+} จะจับกับ I^{-} เกิดเป็นตะกอนของ AgI เสมือนเป็นการดึง I^{-} ออกจากระบบ	$\leftarrow$	เพิ่ม	ลด	ลด	ลด

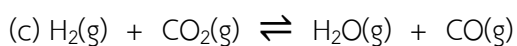
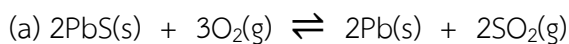


เมื่อ เพิ่มความดันให้ระบบ สมดุลจะปรับตัวไปยังทิศทางย้อนกลับ เพราะมีจำนวนโมลน้อยกว่า
ลดความดันให้ระบบ สมดุลจะปรับตัวไปยังทิศทางไปข้างหน้า เพราะมีจำนวนโมลมากกว่า

เพิ่มความดัน (ลดปริมาตร) $\rightarrow$ ไปทางโมลน้อย
ลดความดัน (เพิ่มปริมาตร) $\rightarrow$ ไปทางโมลมาก

ตัวอย่างที่ 1.9 | การรบกวนสมดุลเคมีโดยการเปลี่ยนความดัน

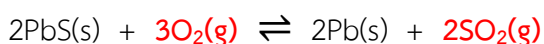
โจทย์ : เมื่อระบบเข้าสู่ภาวะสมดุลมีปฏิกิริยาเกิดขึ้นดังนี้



จงทำนายทิศทางการเกิดปฏิกิริยาเคมีของระบบที่กำหนดให้ เมื่อลดความดันของระบบลง

วิธีคิด

- (a) เมื่อพิจารณาจำนวนโมลของสารที่เป็นแก๊สเท่านั้น พบว่าฝั่งสารตั้งต้นมีจำนวนโมลรวม 3 โมล ฝั่งสารผลิตภัณฑ์มีจำนวนโมลรวม 2 โมล



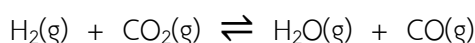
เมื่อลดความดันระบบจะปรับตัวไปยังทิศทางที่จำนวนโมลมากกว่า สมดุลจึงปรับทิศทางย้อนกลับ

- (b) เมื่อพิจารณาจำนวนโมลของสารที่เป็นแก๊สเท่านั้น พบว่าฝั่งสารตั้งต้นมีจำนวนโมลรวม 1 โมล ฝั่งสารผลิตภัณฑ์มีจำนวนโมลรวม 2 โมล



เมื่อลดความดันระบบจะปรับตัวไปยังทิศทางที่จำนวนโมลมากกว่า สมดุลจึงปรับทิศทางไปข้างหน้า

- (c) ปฏิกิริยาในข้อ (c) นี้



ทั้งสองฝั่งมีจำนวนโมลเท่ากัน อย่างละ 2 โมล เท่ากัน ดังนั้นเพิ่มหรือลดความดัน จะไม่มีผลต่อการเปลี่ยนแปลงของสมดุลปฏิกิริยา

1.6.3 การเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิ

(Change in temperature)

การเปลี่ยนแปลงนี้เป็นปัจจัยเดียวที่มีผลให้ค่าคงที่สมดุลเปลี่ยนไป โดยในการเพิ่มหรือลดอุณหภูมิจะส่งผลต่อการเปลี่ยนทิศทางการดำเนินไป ข้างหน้าหรือย้อนกลับได้นั้น จะต้องพิจารณาก่อนว่าปฏิกิริยานั้นเป็น ปฏิกิริยาดูดหรือคายพลังงาน



เรียนออนไลน์เรื่องนี้ได้ที่

1.6.3A ปฏิกิริยาดูดพลังงาน

หากปฏิกิริยาที่ถูกรบกวนสมดุลเป็นปฏิกิริยาดูดพลังงาน ปฏิกิริยาดูดพลังงานจะสังเกตเห็นว่าจะเขียนพลังงานไว้ทางฝั่งสารตั้งต้น นั่นคือดูดพลังงานเข้าไป หรือบางครั้งค่า ΔH ของปฏิกิริยาจะมีค่าเป็นบวก ดังตัวอย่างปฏิกิริยาที่แสดงด้านล่าง

Endothermic reaction

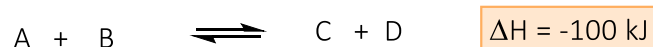


เมื่อเพิ่มอุณหภูมิให้กับปฏิกิริยาดูดความร้อน สมดุลของปฏิกิริยาจะเคลื่อนไปข้างหน้า ให้พิจารณาเสมือนกับเพิ่มอุณหภูมิ เป็นการเพิ่มปริมาณความร้อนเข้าไปที่สารตั้งต้น สารตั้งต้นจึงต้องรับเข้าทำปฏิกิริยาแล้วใช้พลังงานในการเปลี่ยนเป็นสารผลิตภัณฑ์ ส่วนถ้าลดอุณหภูมิของปฏิกิริยาดูดพลังงานเสมือนเป็นการดึงเอาพลังงานของระบบออกมา สมดุลจำเคลื่อนไปทางฝั่งย้อนกลับ สารผลิตภัณฑ์รับทำปฏิกิริยากับเกิดกลับไปเป็นสารตั้งต้นพร้อมทั้งให้พลังงานออกมา

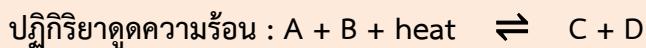
1.6.3B ปฏิกิริยาคายพลังงาน

ปฏิกิริยาคายพลังงานจะสังเกตเห็นว่าจะเขียนพลังงานไว้ทางฝั่งสารผลิตภัณฑ์ นั่นคือ หลังจากเกิดปฏิกิริยามีการคายพลังงานที่เหลือออกมา หรือบางครั้งค่า ΔH ของปฏิกิริยาจะมีค่าเป็นลบ ดังตัวอย่างปฏิกิริยาที่แสดงด้านล่าง

Exothermic reaction

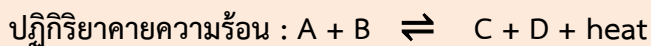


หากปฏิกิริยาที่ถูกรบกวนสมดุลเป็นปฏิกิริยาคายพลังงาน เมื่อเพิ่มอุณหภูมิให้กับปฏิกิริยาคายพลังงาน สมดุลของปฏิกิริยาจะเคลื่อนไปทิศทางย้อนกลับ ให้พิจารณาเสมือนกับเพิ่มอุณหภูมิ เป็นการเพิ่มปริมาณความร้อนเข้าไปที่ฝั่งสารผลิตภัณฑ์ สารผลิตภัณฑ์จึงต้องรับเข้าทำปฏิกิริยาแล้วใช้พลังงานในการเปลี่ยนกลับไปเป็นสารตั้งต้น ส่วนในกรณีลดอุณหภูมิของปฏิกิริยาคายพลังงาน เสมือนเป็นการดึงเอาพลังงานของระบบฝั่งสารผลิตภัณฑ์ออกมา สมดุลของปฏิกิริยาจะเคลื่อนไปทิศทางไปข้างหน้า เพื่อเพิ่มพลังงานในฝั่งผลิตภัณฑ์



เมื่อเพิ่มอุณหภูมิ ระบบจะดำเนินไปข้างหน้า

เมื่อลดอุณหภูมิ ระบบจะดำเนินย้อนกลับ

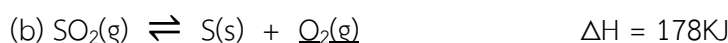


เมื่อเพิ่มอุณหภูมิ ระบบจะดำเนินย้อนกลับ

เมื่อลดอุณหภูมิ ระบบจะดำเนินไปข้างหน้า

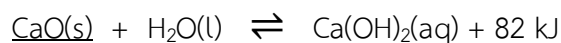
ตัวอย่างที่ 1.10 | การรบกวนสมดุลเคมีโดยการเปลี่ยนอุณหภูมิ

โจทย์ : จากปฏิกิริยาเมื่อลดอุณหภูมิจะส่งผลต่อทิศทางการปรับตัวของปฏิกิริยาอย่างไร



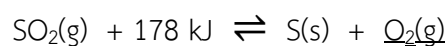
วิธีคิด

(a) ปฏิกิริยานี้เป็นปฏิกิริยาคายพลังงาน



โดยเมื่อลดอุณหภูมิลง เสมือนเป็นการดึงพลังงานออกจากฝั่งผลิตภัณฑ์ สมดุลของปฏิกิริยาจึงปรับตัวไปยังทิศทางย้อนกลับ

(b) ปฏิกิริยา (b) เป็นปฏิกิริยาดูดพลังงาน



โดยเมื่อลดอุณหภูมิลง เสมือนเป็นการดึงพลังงานออกจากฝั่งสารตั้งต้น สมดุลของปฏิกิริยาจึงปรับตัวไปยังทิศทางย้อนกลับ

1.6.4 การรบกวนสมดุลโดยการเติมตัวเร่งปฏิกิริยา

ตัวเร่งปฏิกิริยา (Catalyst) หมายถึง สารที่ใส่ลงไปในปฏิกิริยาแล้วทำให้อัตราเร็วในการเกิดปฏิกิริยาเพิ่มขึ้น โดยตัวเร่งปฏิกิริยาจะมีส่วนเกี่ยวข้องในการเกิดปฏิกิริยาหรือไม่ก็ได้ แต่เมื่อสิ้นสุดปฏิกิริยาจะได้ตัวเร่งปฏิกิริยากลับมา ในปริมาณที่เท่าเดิมและมีสมบัติเหมือนเดิม

ตัวเร่งปฏิกิริยาจะช่วยลดพลังงานก่อกัมมันต์ (E_a) ของปฏิกิริยาและทำให้สารตั้งต้นชนกันถูกทิศทางมากขึ้น เมื่อใส่ตัวเร่งปฏิกิริยาลงไปปฏิกิริยาผันกลับได้ โดยกรณีที่ใส่ตัวเร่งลงไปในระบบที่ยังไม่เข้าสู่สมดุล ตัวเร่งจะช่วยให้ระบบเข้าสู่สมดุลเร็วขึ้น แต่ไม่มีผลใดๆ ต่อการรบกวนสมดุลเคมี ส่วนกรณีที่ใส่ตัวเร่งลงไปในระบบที่เข้าสู่สมดุลแล้ว ตัวเร่งไม่มีผลใด ๆ ในการรบกวนสมดุลของระบบ

ปฏิบัติการประจำบทที่ 1

สมดุลเคมี

วัตถุประสงค์

1. เพื่อศึกษาลักษณะทั่วไปของสถานะสมดุล (Equilibrium state)
2. เพื่อศึกษาผลของความเข้มข้นและอุณหภูมิต่อสถานะสมดุล

หลักการ

การเปลี่ยนแปลงทางเคมีส่วนใหญ่จะเกิดขึ้นอย่างไม่สมบูรณ์ไม่ว่าจะใช้เวลานานเท่าใด เนื่องจากการเปลี่ยนแปลงที่ย้อนกลับได้ (irreversible process) ในขณะที่เกิดปฏิกิริยาอัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า (forward reaction rate) จะลดลงเรื่อย ๆ เนื่องจากความเข้มข้นของสารตั้งต้น (reactants) ลดลง และอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ (reverse reaction rate) จะสูงขึ้น เมื่ออัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าเท่ากับอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ จะเกิดสถานะสมดุล ซึ่งที่สถานะสมดุลนี้สมบัติทางกายภาพของระบบจะคงที่ แต่ระบบไม่ได้หยุดนิ่ง ยังคงมีการเปลี่ยนแปลงเกิดขึ้นตลอดเวลา จึงเรียกสถานะสมดุลนี้ว่า สมดุลไดนามิก (Dynamic equilibrium) ระบบจะเข้าสู่สมดุลเร็วหรือช้าขึ้นกับอัตราการเกิดปฏิกิริยา

ในปฏิกิริยาทั่ว ๆ ไป $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD \dots\dots\dots(1)$

$$\text{ที่สถานะสมดุล } K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

เมื่อ K_c คือค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาที่อุณหภูมิหนึ่ง

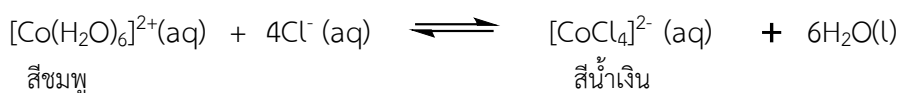
$[A]$, $[B]$, $[C]$ และ $[D]$ คือความเข้มข้นของสารขณะสมดุลในหน่วย โมล/ลิตร (mol/L)

หลักของเลอชาเตลิเยอร์ (Le'Chaterlier' principle) กล่าวไว้ว่า ถ้ารบกวนสมดุลของระบบ (เปลี่ยนความเข้มข้น, ความดัน หรือ อุณหภูมิ) ระบบจะเสียสมดุลไปแล้วระบบจะปรับตัวให้เข้าสู่สถานะสมดุลใหม่อีกครั้งโดยเกิดการเปลี่ยนแปลงในทิศทางที่ทำให้รบกวนลดลง

จากสมการ (1) ถ้าเพิ่มความเข้มข้นของสาร C อัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับจะเพิ่มขึ้นเพื่อให้ทำให้ความเข้มข้นของสาร C ลดลงและความเข้มข้นของสาร D ก็ลดลงตามปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นด้วยในขณะที่ความเข้มข้นของสาร A และ B จะเพิ่มความเข้มข้นจนกระทั่งระบบเข้าสู่สถานะสมดุลอีกครั้งหนึ่ง ดังนี้

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

ในการศึกษาผลของความเข้มข้นและอุณหภูมิที่มีผลต่อสถานะสมดุลนั้น ทำโดยใช้สารละลายโคบอลต์ (II) ไอออน ซึ่งเมื่ออยู่ในน้ำจะอยู่ในรูปของไอออนเชิงซ้อน (Complex ion) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})]^{2+}$ โดยที่น้ำถึง 6 โมเลกุลจะจัดตัวอยู่รอบ ๆ โคบอลต์ไอออนเป็นโครงสร้างแบบออกตะฮีดรัล (Octahedral) สารละลายสีชมพู แต่ถ้ามีคลอไรด์ไอออนจะเข้าแทนที่โมเลกุลของน้ำใน $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})]^{2+}$ อย่างรวดเร็วเกิดเป็นไอออนเชิงซ้อน $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ ซึ่งเป็นสารสีน้ำเงิน มีการจัดโครงสร้างคลอไรด์ไอออนรอบโคบอลต์ไอออนเป็นแบบเตตระฮีดรัล (tetrahedral) สมดุลที่เกิดขึ้นเป็นไปตามสมการ



และมีค่าสมดุลเป็นดังข้างล่าง

$$K_c = \frac{[\text{CoCl}_4]^{2-} [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})]^{2+}}$$

การทดลอง

อุปกรณ์

1. หลอดทดลอง 6 หลอด พร้อมที่วางหลอด
2. ปีกเกอร์ขนาด 50 cm³ และขนาด 250 cm³ อย่างละ 2 ใบ
3. ขวดรูปชมพู่ขนาด 250 cm³ พร้อมจุก 2 ชุด
4. กระบอกตวงขนาด 10 cm³
5. แท่งแก้วคน
6. แผ่นความร้อน (hot plate)

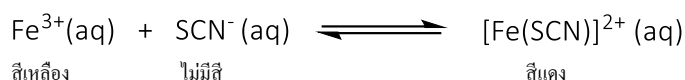
สารเคมี

1. น้ำกลั่น
2. 0.1 M iron(III) chloride (0.1 M FeCl₃)
3. 0.1 M ammonium thiocyanate (0.1 M NH₄SCN)
4. ammonium chloride (NH₄Cl)
5. 0.1 M acetic acid (0.1 M CH₃COOH)
6. methyl orange
7. sodium acetate (CH₃COONa)
8. 6 M sodium hydroxide (6 M NaOH)
9. สารละลายอิมิตัวของ bismuth chloride (BiCl₃)
10. hydrochloric acid (conc.HCl)
11. 0.4 M cobalt(II) chloride (0.4 M CoCl₂)
12. น้ำแข็ง

วิธีการทดลอง

ตอนที่ 1 ความเข้มข้นกับภาวะสมดุล

1.1 สมดุลของไอออนเชิงซ้อน $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$



นำหลอดทดลอง 2 หลอด ใส่น้ำกลั่นลงไปหลอดละ 10 cm³ หลอดที่หนึ่งเติมสารละลาย 0.1 M FeCl₃ 3 cm³ หลอดที่สองเติมสารละลาย 0.1 M NH₄SCN 5 หยด ผสมสารละลายทั้งสองหลอดเข้าด้วยกันในปิกรอร์ขนาด 50 cm³ ทิ้งไว้จนเข้าสู่ภาวะสมดุล แบ่งสารละลายที่เกิดขึ้นออกเป็น 4 หลอด หลอดละเท่ากัน

หลอดที่ 1 เก็บไว้สำหรับเปรียบเทียบกับสี (blank)

หลอดที่ 2 เติมสารละลาย 0.1 M FeCl₃ 3 หยด เขย่า สังเกตการเปลี่ยนแปลง

หลอดที่ 3 เติมสารละลาย 0.1 M NH₄SCN 3 หยด เขย่า สังเกตการเปลี่ยนแปลง

หลอดที่ 4 ค่อยๆ เติมผง NH₄Cl 0.1–0.3 g เขย่า สังเกตการเปลี่ยนแปลง

เปรียบเทียบกับสีของสารละลายในหลอดทดลองทั้ง 4 หลอด บันทึกผล อธิบายการเปลี่ยนแปลงตามหลักของเลอชาเตลิเยอร์

1.2 สมดุลของ CH₃COOH

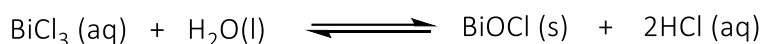


นำหลอดทดลอง 2 หลอด ใส่ 0.1 M CH₃COOH หลอดละ 2 cm³ เติม methyl orange หลอดละ 2 หยด เขย่า บันทึกสีของสารละลายทิ้งไว้จนเข้าสู่ภาวะสมดุล

หลอดที่ 1 เติม CH₃COONa ช้อนเล็กๆ ลงไป เขย่าให้ละลาย บันทึกผล

หลอดที่ 2 เติม 6 M NaOH 2 หยด เขย่า บันทึกสีของสารละลาย

1.3 สมดุลของ BiCl₃ ในน้ำ



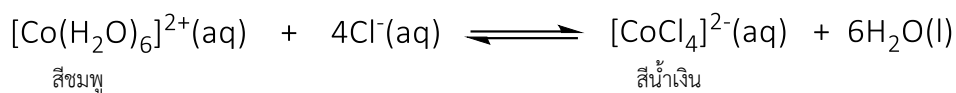
ใส่สารละลาย BiCl₃ ปริมาตร 2 cm³ ในหลอดทดลอง แล้วเติมน้ำกลั่น 2 cm³ ทิ้งไว้จนเข้าสู่สมดุล สังเกตผลและลักษณะของสาร แบ่งสารออกเป็น 2 หลอดเท่า ๆ กัน

หลอดที่ 1 เติมน้ำกลั่น 5 cm³ เขย่าสังเกตการเปลี่ยนแปลง และบันทึกผล

หลอดที่ 2 เติม HCl ทีละหยด จนครบ 2.5 cm³ พร้อมคนสารละลาย และบันทึกผล

ตอนที่ 2 อธิบายเกี่ยวกับภาวะสมดุล

สมดุลของไอออนเชิงซ้อนของ Co^{2+}



เติมสารละลาย 0.4 M CoCl_2 ปริมาตร 2.5 cm^3 ลงในหลอดทดลอง ค่อยๆ เติมสารละลาย HCl ที่ละหยดจนครบ 2 cm^3 เขย่าให้เข้ากันจะได้สารละลายสีม่วง (สีผสมระหว่างสีชมพูกับสีน้ำเงิน) ถ้าไม่เป็นสีม่วงให้เติม conc. HCl ลงไปอีกที่ละหยดจนสารละลายเป็นสีม่วงทั้งหลอดแล้วจึงเข้าสู่ภาวะสมดุล จากนั้นแบ่งสารละลายออกเป็น 3 ส่วนใส่ลงในหลอดทดลองแล้วทำการทดลองดังนี้

หลอดที่ 1 นำไปแช่ในอ่างน้ำแข็ง

หลอดที่ 2 นำไปอุ่นให้ร้อนที่อุณหภูมิ 80°C

หลอดที่ 3 ตั้งทิ้งไว้ที่อุณหภูมิห้อง

สังเกตการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นในหลอดทดลองที่ 1 และ 2 เทียบกับหลอดที่ 3 บันทึกผล

คำถามหลังการทดลอง

1. จากสมการ



ภายในขวดที่ปิดจุกสนิท เมื่อนำขวดไปแช่ในน้ำแข็ง สีของแก๊สในขวดจะเป็นสีอะไร

2. จากสมการ



ที่ภาวะสมดุล จงเขียนสมการเพื่อหาค่า K

3. ผลของการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นกับอุณหภูมิของระบบที่สมดุลกระทบต่อภาวะสมดุลและค่าคงที่สมดุลอย่างไร

4. พิจารณาตารางที่ 1.1 แสดงด้านล่าง ตารางแสดงภาวะสมดุลที่กำหนดให้ เมื่อรบกวนภาวะสมดุลของระบบแล้วจะมีผลทำให้สมดุลของปฏิกิริยาเปลี่ยนแปลงอย่างไร

ตารางที่ 1.1 การรบกวนภาวะสมดุลของปฏิกิริยาที่กำหนด

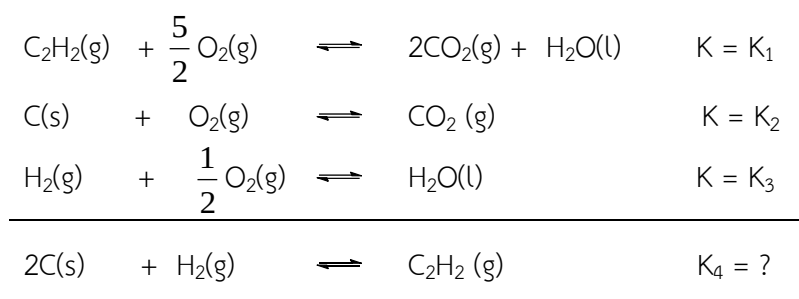
4.1 เมื่อรบกวนภาวะสมดุล $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}(\text{aq})$	ทิศ ทางการ ปรับตัว	ผลการเปลี่ยนแปลง		
		$[\text{Fe}^{3+}]$	$[\text{SCN}^{-}]$	$[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]$
1. เติม FeCl_3				
2. เติม NH_4SCN				
3. เติม Na_3PO_4				
4. เติม NaCl				
4.2 เมื่อรบกวนภาวะสมดุล $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^{-}(\text{aq}) + \text{H}^{+}(\text{aq})$	ทิศ ทางการ ปรับตัว	$[\text{CH}_3\text{COOH}]$	$[\text{H}^{+}]$	$[\text{CH}_3\text{COO}^{-}]$
1. เติม methyl orange				
2. เติม CH_3COONa				
3. เติม 6M NaOH				
4.3 เมื่อรบกวนภาวะสมดุล $\text{BiCl}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{BiOCl}(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{aq})$	ทิศ ทางการ ปรับตัว	$[\text{BiCl}_3]$	$[\text{BiOCl}]$	$[\text{HCl}]$
1. เติมน้ำกลั่น				
2. เติม conc.HCl				
4.4 เมื่อรบกวนภาวะสมดุล $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}(\text{aq}) + 4\text{Cl}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{CoCl}_4]^{2-}(\text{aq}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	ทิศ ทางการ ปรับตัว	$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{+}$	$[\text{Cl}^{-}]$	$[\text{CoCl}_4]^{2-}$
1. ที่อุณหภูมิน้ำแข็ง				
2. ที่อุณหภูมิน้ำร้อน				
3. ที่อุณหภูมิห้อง				

แบบฝึกหัดท้ายบทที่ 1

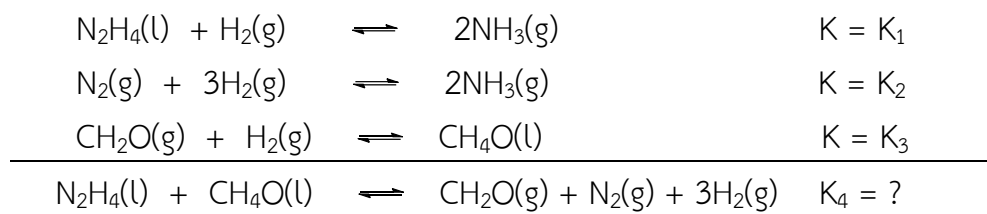
1) จงเขียนค่า K ของปฏิกิริยาต่อไปนี้

- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$
- $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$
- $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g})$
- $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$

2) จงคำนวณค่าคงที่ของปฏิกิริยา K_4 จากผลรวมของปฏิกิริยาต่อไปนี้ (ตอบในเทอม k_1 k_2 k_3)



3) จงคำนวณค่าคงที่ของปฏิกิริยา K_4 จากผลรวมของปฏิกิริยาต่อไปนี้ (ตอบในเทอม k_1 k_2 k_3)

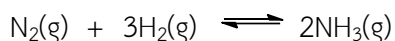


4) พิจารณาปฏิกิริยาการสลายตัวของ PCl_5



โดยเมื่อระบบเข้าสู่สมดุล พบว่า $[\text{PCl}_5] = 0.0350 \text{ M}$, $[\text{PCl}_3] = 0.0101 \text{ M}$, $[\text{Cl}_2] = 0.00250 \text{ M}$ จงคำนวณหาค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยานี้

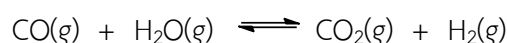
5) ในภาชนะชนิดหนึ่งปริมาตร 0.45 L ที่ภาวะสมดุลพบว่ามีปริมาณ N_2 2.8 กรัม H_2 0.063 กรัม และมี NH_3 หนัก 0.85 กรัม จงหาค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยานี้



- 6) ที่ภาวะเริ่มต้นใส่ NOCl จำนวน 2.50 โมลลงในภาชนะขนาด 1.50 L ที่อุณหภูมิ 400 °C เมื่อปล่อยให้ระบบเข้าสู่สมดุล พบว่า NOCl สลายตัวไป 28% จงคำนวณค่าคงที่ของปฏิกิริยานี้

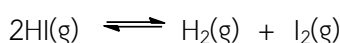


- 7) พิจารณาปฏิกิริยาต่อไปนี้



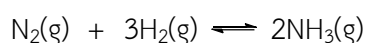
ถ้าเริ่มต้นโดยใส่ CO ปริมาณ 0.25 โมล และ H₂O 0.25 โมล ลงในภาชนะขนาด 125 mL ที่อุณหภูมิ 900 K จงหาความเข้มข้นที่ภาวะสมดุลของสารทุกตัว ถ้าค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยานี้มีค่า 1.56

- 8) พิจารณาปฏิกิริยาต่อไปนี้



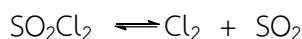
ความเข้มข้นเริ่มต้นของ HI เท่ากับ 1.50 M และความเข้มข้นเริ่มต้นของ H₂ และ I₂ มีค่าเท่ากันคือ 0.005 M ถ้าค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยานี้มีค่าเท่ากับ 0.0150 จงหาความเข้มข้นที่ภาวะสมดุลของทุกสารที่ปรากฏในปฏิกิริยานี้

- 9) บรรจุแก๊สไนโตรเจน 1.0 mol แก๊สไฮโดรเจน 3.0 mol และแก๊สแอมโมเนีย 0.2 mol ในภาชนะปิดปริมาตร 2 L ปฏิกิริยาเกิดขึ้นดังสมการ



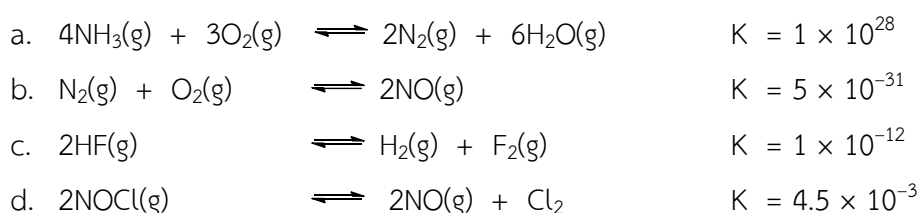
ที่ความดันและอุณหภูมิคงที่ พบว่าที่ภาวะสมดุลในภาชนะมีแก๊สแอมโมเนียร้อยละ 80 โดยโมล คิดเป็นความเข้มข้นของแก๊สแอมโมเนียกี่โมลต่อลูกบาศก์เดซิเมตร

- 10) แก๊ส SO₂Cl₂ แตกตัวให้ แก๊ส Cl₂ และ SO₂ ดังสมการ



เมื่อทำการทดลองโดยบรรจุแก๊ส SO₂Cl₂ ปริมาณหนึ่งในภาชนะปิดขนาด 5 L ควบคุมอุณหภูมิที่ 127 °C พบว่ามีความดันเริ่มต้นเท่ากับ 1.64 atm จากนั้นปล่อยให้ทิ้งไว้ที่อุณหภูมิคงที่ จนปฏิกิริยาการแตกตัวของแก๊ส SO₂Cl₂ เข้าสู่ภาวะสมดุล พบว่าในภาชนะนั้นมีแก๊สทั้งหมดเข้มข้น 0.09 mol/dm³ ร้อยละการแตกตัวของแก๊ส SO₂Cl₂ มีค่าเท่าใด

- 11) พิจารณาสมการเคมีและค่าคงที่สมดุล (K) ของปฏิกิริยาต่อไปนี้



จงทำเครื่องหมายถูกหน้าข้อความที่ถูกต้อง ทำเครื่องหมายผิดหน้าข้อความที่ผิด

- ☐ ก. ปฏิกิริยาทั้งหมดจะเกิดสมดุลได้เมื่ออยู่ในภาชนะปิดเท่านั้น
- ☐ ข. เมื่อเพิ่มแก๊ส O_2 ปฏิกิริยา a. และ b. จะปรับตัวในทิศทางย้อนกลับมากขึ้น
- ☐ ค. เมื่อเพิ่มแก๊ส N_2 ปฏิกิริยา a. และ b. จะปรับตัวในทิศทางไปข้างหน้ามากขึ้น
- ☐ ง. เมื่อเพิ่มความดัน ปฏิกิริยา a. และ d. เท่านั้นที่ จะปรับตัวในทิศทางไปข้างหน้ามากขึ้น
- ☐ จ. เมื่อลดความดัน ปฏิกิริยา b. และ c. เท่านั้นที่ จะปรับตัวในทิศทางตรงกันข้ามด้วยอัตราเร็วเท่ากัน

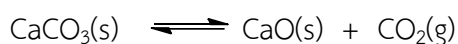
12) พิจารณาปฏิกิริยาต่อไปนี้



จงทำนายทิศทางการเปลี่ยนแปลงของปฏิกิริยาว่าไปข้างหน้าหรือย้อนกลับ เมื่อ

- (a) เพิ่มอุณหภูมิ (b) เพิ่มปริมาณ Cl_2 (c) PCl_3 ถูกดึงออกจากปฏิกิริยา (d) เพิ่มความดัน (e) ใส่ตัวเร่งปฏิกิริยา

13) พิจารณาปฏิกิริยาต่อไปนี้



จงทำนายทิศทางการเปลี่ยนแปลงของปฏิกิริยาว่าไปข้างหน้าหรือย้อนกลับ เมื่อ (a) เพิ่มปริมาตร (b) เพิ่ม CaO (c) ลดปริมาณของ $CaCO_3$ (d) เพิ่มปริมาณของ CO_2 เข้าไปในระบบ (e) ใส่ $NaOH$ เข้าไปเล็กน้อย (f) ใส่ HCl เข้าไปเล็กน้อย

เอกสารอ้างอิง

Chang, R. (2010). *Chemistry*: McGraw-Hill.

Ebbing, D.; Gammon, S. D. (2007). *General Chemistry*: Cengage Learning.

Henri Louis Le Chatelier (1815-1873). (n.d.). Retrieved April 18, 2019, from <http://Annales.org/archives/x/chatelier.html>.

Silberberg, M., & Amateis, P. (2014). *Chemistry The Molecular Nature of Matter and Change 7th edition*: McGraw-Hill Science.

Zumdahl, S. S. (2001). *World of Chemistry*: McDougal Littell.

สาขาวิชาเคมี โรงเรียนมหิดลวิทยานุสรณ์. (ม.ป.ป.). สมดุลเคมี. สืบค้นเมื่อ 13 เมษายน 2562, จาก
เว็บไซต์: http://www.mwit.ac.th/~teppode/53_sheet_eq.pdf.

สถาบันนวัตกรรมและพัฒนากระบวนการเรียนรู้ มหาวิทยาลัยมหิดล. (ม.ป.ป.). กฎอัตรา. สืบค้นเมื่อ
6 มิถุนายน 2562, จาก https://il.mahidol.ac.th/e-media/ap-chemistry2/kinetics/rate_law.htm

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี กระทรวงศึกษาธิการ. (2556). หนังสือเรียน
รายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์เคมี เล่ม 5 (พิมพ์ครั้งที่ 3). กรุงเทพฯ: โรงพิมพ์ สกสค
ลาดพร้าว.

