

## แผนบริหารการสอนประจำบทที่ 7

### สมดุลเคมี

#### เนื้อหาประจำบท

- 7.1 ความหมายของสมดุลเคมี
- 7.2 ค่าคงที่สมดุล
- 7.3 ประเภทของสมดุลเคมี
- 7.4 การคำนวณหาค่าคงที่สมดุล
- 7.5 หลักของเลอชาเตอริเยร์ (Le Chatelier's principle)
  - 7.5.1 การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้น
  - 7.5.2 การเปลี่ยนแปลงความดัน
  - 7.5.3 การเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิ
  - 7.5.4 การเติมตัวเร่งปฏิกิริยา

#### วัตถุประสงค์เชิงพฤติกรรม

เมื่อศึกษาจบบทนี้แล้ว นักศึกษาสามารถ

1. เข้าใจสถานะสมดุลของปฏิกิริยาเคมี และสามารถอธิบายความหมายของสมดุลเคมีได้อย่างถูกต้อง
2. บอกประเภทของสมดุลเคมีเคมีได้
3. อธิบายความแตกต่างระหว่างสมดุลเอกพันธ์ และสมดุลวิวิธพันธ์ได้
4. สามารถคำนวณหาค่าคงที่สมดุลได้อย่างถูกต้อง
5. เข้าใจหลักของเลอชาเตอริเยร์ ได้อย่างถูกต้อง และอธิบายความหมายได้
6. สามารถบอกได้ว่า การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้น มีผลต่อสมดุลเคมีอย่างไร
7. สามารถบอกได้ว่า การเปลี่ยนแปลงความดัน มีผลต่อสมดุลเคมีอย่างไร
8. สามารถบอกได้ว่า การเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิ มีผลต่อสมดุลเคมีอย่างไร
9. สามารถบอกได้ว่า การเติมตัวเร่งปฏิกิริยา มีผลต่อสมดุลเคมีอย่างไร
10. บอกประโยชน์ของการศึกษาเรื่อง สมดุลเคมี ได้

#### วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. ยกตัวอย่างปฏิกิริยาแบบผันกลับได้ และผันกลับไม่ได้ เพื่ออธิบายลักษณะปฏิกิริยาเคมีให้นักศึกษา

2. ให้นักศึกษาร่วมกันอภิปรายว่า สมดุลเคมี เป็นอย่างไร
3. ผู้สอนบรรยายเนื้อหา ประเภทของสมดุลเคมี การคำนวณหาค่าคงที่สมดุล และหลักของเลอชาเตอริเยร์
4. ให้นักศึกษาแบ่งกลุ่ม กลุ่มละ 5 คน แล้วแจก โจทย์ การคำนวณหาค่าคงที่สมดุล ให้โจทย์คำถาม จำนวน 1 ข้อ / กลุ่ม
5. ให้แต่ละกลุ่มส่งตัวแทน เพื่อแสดงวิธีคิดหน้าชั้นเรียน
6. อาจารย์เฉลยคำตอบ
7. นักศึกษาและอาจารย์ร่วมอภิปรายเพิ่มเติมเกี่ยวกับ ผลของการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้น การเปลี่ยนแปลงความดัน การเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิ และการเติมตัวเร่งปฏิกิริยา ที่มีต่อสมดุลเคมีอย่างไร
8. อาจารย์ให้นักศึกษาทำกิจกรรมเสริมความเข้าใจบทที่ 7

### สื่อการเรียนการสอน

1. เอกสารประกอบการสอนรายวิชาเคมีทั่วไป 1
2. ตารางธาตุ
3. เพาเวอร์พอยต์ วิชาเคมีทั่วไป 1 บทที่ 7 เรื่องสมดุลเคมี
4. ปากกาเขียนไวส์บอร์ดสีน้ำเงิน สีดำ และสีแดง

### การวัดผลและประเมินผล

1. สังเกตจากความสนใจและความร่วมมือกันในการทำกิจกรรมในชั้นเรียน
2. สังเกตจากความเข้าใจในประเด็นการอภิปรายเรื่องสมดุลเคมี
3. สังเกตจากความสนใจเรียนของนักศึกษาขณะผู้สอนบรรยายเนื้อหา บทที่ 7 สมดุลเคมี
4. สังเกตจากการความร่วมมือและการมีส่วนร่วมในการทำงานกลุ่มร่วมกับเพื่อน
5. สังเกตจากการมีส่วนร่วมในชั้นเรียน ในการร่วมเรียน ร่วมถาม และตอบข้อซักถาม
6. ตรวจสอบจากความถูกต้องของการทำกิจกรรมเสริมความเข้าใจบทที่ 7

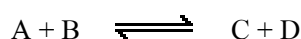
## บทที่ 7

### สมดุลเคมี

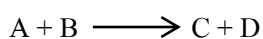
เรามักพบเสมอว่าปฏิกิริยาไม่ดำเนินไปจนเสร็จสมบูรณ์ หมายความว่าตัวทำปฏิกิริยาทั้งหมดไม่ได้เปลี่ยนไปเป็นผลปฏิกิริยา ยังคงเหลือตัวทำปฏิกิริยาอยู่และเมื่อเวลาผ่านไปชั่วระยะหนึ่ง ความเข้มข้นของปฏิกิริยาจะไม่ลดลงอีกต่อไป ขณะนั้นในระบบจะมีทั้งตัวทำปฏิกิริยาและผลปฏิกิริยาอยู่ด้วยกัน ภาวะอันนั้นเป็นภาวะสมดุล ภาวะนี้เกิดขึ้นได้กับความเปลี่ยนแปลงทั้งทางกายภาพและทางเคมี และต้องเป็นการเปลี่ยนแปลงชนิดผันกลับได้ ปฏิกิริยาดำเนินไปและกลับสวนทางกัน โดยมีอัตราของปฏิกิริยาเท่ากัน ในภาวะปิดที่มีของเหลวอยู่จำนวนหนึ่ง ไอเหนือของเหลวอยู่ในสมดุลกับของเหลว โมเลกุลหลุดจากของเหลวขึ้นไปอยู่ในวัฏภาคแก๊สในอัตราเร็วเท่ากับ โมเลกุลจากวัฏภาคแก๊สกระทบพื้นของเหลวแล้วกลายเป็นของเหลวอยู่ตลอดเวลา ที่กล่าวนี้เป็นตัวอย่างของสภาวะสมดุลอย่างง่ายซึ่งเราพบอยู่เสมอโดยทั่วไป (กฤษณา ชูติมา, 2551, หน้า 242)

#### 7.1 ความหมายของสมดุลเคมี

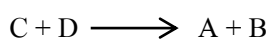
สมดุลเคมี หมายถึง สภาวะของปฏิกิริยาเคมี ที่มีอัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า เท่ากับ อัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ ตัวอย่างสมการเคมี



ปฏิกิริยาที่ไปข้างหน้า จะเขียนแทนด้วยสัญลักษณ์  $\longrightarrow$  (ลูกศรชี้ไปทางขวาของสมการ) หมายถึง สาร A ทำปฏิกิริยากับสาร B เกิดผลิตภัณฑ์เป็นสาร C และ D



ส่วนปฏิกิริยาย้อนกลับ จะเขียนแทนด้วยสัญลักษณ์  $\longleftarrow$  (ลูกศรชี้ไปทางซ้ายของสมการ) หมายถึง สาร C กับสาร D รวมกัน เกิดเป็นสาร A และสาร B



เมื่อเริ่มต้นปฏิกิริยา ในระบบจะมีแต่สาร A และ B เท่านั้น อัตราการเกิดปฏิกิริยาผันกลับจึงเท่ากับศูนย์ เมื่อ A และ B เข้าทำปฏิกิริยากันจะทำให้ผลิตภัณฑ์ C และ D เริ่มเกิดขึ้น ที่สภาวะนี้ปฏิกิริยาผันกลับจึงเริ่มต้นขึ้น อย่างไรก็ตามปฏิกิริยาผันกลับยังคงเกิดขึ้นน้อย และความเร็วของปฏิกิริยาผันกลับก็ยังคงช้า เมื่อ A และ B เข้าทำปฏิกิริยามากขึ้น จนทำให้ความเข้มข้นของ C และ D มากขึ้น จะพบว่าอัตราการเกิดปฏิกิริยาผันกลับที่สภาวะนี้ปรับเพิ่มขึ้น โดยปฏิกิริยาผันกลับที่เพิ่มขึ้นนี้จะมีผลทำให้ความเข้มข้นของสารตั้งต้น A และ B ลดน้อยลง ดังนั้นที่สภาวะนี้อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าจึงค่อยๆลดลง ขณะที่อัตราการเกิดปฏิกิริยาผันกลับจะค่อยๆเพิ่มขึ้น ทั้งนี้การเพิ่มขึ้นและลดลงของอัตราการเกิดปฏิกิริยาทั้ง 2 ชนิด จะถูก

ปรับความเร็วในเวลาต่อมา จนกระทั่งอัตราการเกิดปฏิกิริยาของทั้งสองปฏิกิริยาเท่ากัน ที่สภาวะนี้ เราเรียกว่า สมดุลเคมี

## 7.2 ค่าคงที่สมดุล

เป็นสภาวะที่อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าเท่ากับอัตราการเกิดปฏิกิริยาผันกลับ ดังนั้นหากพิจารณา สมการเคมีข้างต้น จะพบว่า

$$\text{อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า } r = k_1 [A] [B]$$

$$\text{อัตราการเกิดปฏิกิริยาผันกลับ } r = k_2 [C] [D]$$

ที่สมดุล อัตราของปฏิกิริยาทั้งสองเท่ากัน ดังนั้น เราสามารถหาค่าคงที่สมดุล (K) ได้จาก

$$k_1 [A] [B] = k_2 [C] [D]$$

$$\frac{[C] [D]}{[A] [B]} = \frac{k_1}{k_2} = K$$

$$[A] [B] \quad k_2$$

ถ้า A, B, C และ D เป็นสาร a, b, c และ d เป็นตัวเลขกำกับข้างหน้าสารแสดงความสัมพันธ์ทางปริมาณในปฏิกิริยา ค่าคงที่สมดุล (K) จะหาได้จากสมการที่ (7.1)

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad (7.1)$$

ค่าคงที่สมดุลมีค่าเท่ากับผลคูณของความเข้มข้นที่ภาวะสมดุลของผลปฏิกิริยาหารด้วยผลคูณของความเข้มข้นที่ภาวะสมดุลของตัวทำปฏิกิริยา ความเข้มข้นแต่ละค่ายกกำลังเท่ากับตัวเลขนำหน้าสารนั้นในสมการ

ในกรณีที่ปฏิกิริยามีสารตั้งต้น และผลิตภัณฑ์ทั้งหมดเป็นแก๊ส เราสามารถหาค่า K ได้โดยการใช้ความดันย่อยแทนความเข้มข้นในสมการ ตัวอย่างเช่นปฏิกิริยา ระหว่างแก๊สไนโตรเจนกับแก๊สไฮโดรเจน ที่ให้ผลิตภัณฑ์เป็นแก๊สแอมโมเนีย



เราจะหาค่า K ดังนี้

$$K = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} P_{H_3}^3}$$

เพื่อป้องกันความสับสนระหว่าง  $K$  ที่เกี่ยวกับความเข้มข้นและ  $K$  ที่เกี่ยวกับความดันจึงได้มีการกำหนดสัญลักษณ์ให้เขียน  $K$  ที่เกี่ยวกับความเข้มข้น เป็น  $K_c$  ส่วน  $K$  ที่เกี่ยวกับความดัน ให้เขียนเป็น  $K_p$  โดย  $K_c$  และ  $K_p$  มีความสัมพันธ์กันดังนี้

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

เมื่อ  $R$  คือ ค่าคงตัวของแก๊สมีค่าเท่ากับ  $0.08206 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

$T$  คือ อุณหภูมิสัมบูรณ์ หน่วยเคลวิน

$\Delta n$  คือ จำนวนโมลของแก๊สที่เปลี่ยนไปในปฏิกิริยา

ที่มาของความสัมพันธ์ เริ่มต้นจากกฎของแก๊สที่ว่า  $PV = nRT$

และความเข้มข้นของแก๊สเท่ากับ  $X[X] = \frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$

เมื่อ  $P$  คือ ความดันย่อยที่มีค่าเท่ากับ  $[X]RT$  ดังนั้นความสัมพันธ์ของสมการที่ 7.1 จึงสามารถเขียนใหม่ได้ดังสมการที่ 7.2

จากสมการ (7.1) จึงได้

$$K_p = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b} = \frac{[C]^c (RT)^c [D]^d (RT)^d}{[A]^a (RT)^a [B]^b (RT)^b}$$

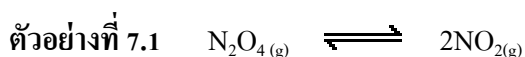
$$K_p = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} (RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

$$\text{ดังนั้น} \quad K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \quad (7.2)$$

### 7.3 ประเภทของสมดุลเคมี

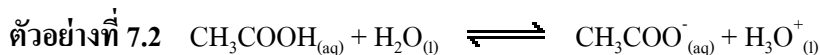
ประเภทของสมดุลเคมีเมื่อแบ่งตามวัฏภาคของสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์ในปฏิกิริยา สามารถแบ่งออกได้ 2 ประเภท ดังนี้

1. สมดุลเอกพันธ์ (Homogeneous equilibrium) เป็นสมดุลที่วัฏภาคของสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์เป็นวัฏภาคเดียวกัน หรือเป็นสมดุลที่สารทุกชนิดในปฏิกิริยาอยู่ในรูปของสารละลาย



$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

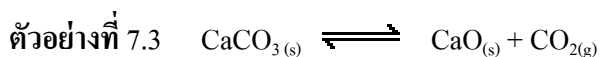
$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$



$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

ความเข้มข้นของน้ำ  $[\text{H}_2\text{O}]$  ไม่ต้องนำมาคำนวณหาค่า  $K_c$  ให้ถือเสมือนค่าคงที่ค่าหนึ่ง เนื่องจากน้ำมีความบริสุทธิ์มากและมีการเปลี่ยนแปลงต้องปฏิกิริยาน้อยมาก

2. สมดุลวิวิธพันธ์ (Heterogeneous equilibrium) เป็นสมดุลที่วัฏภาคของสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์ไม่เป็นวัฏภาคเดียวกันทั้งหมด ในการคำนวณหาค่า  $K_c$  สำหรับสมดุลประเภทนี้ ไม่ต้องนำสารที่มีสถานะของแข็งและของเหลว มาคำนวณ ให้ถือเป็นค่าคงที่ค่าหนึ่ง เนื่องจากความเข้มข้นของแข็งและของเหลวคงที่เสมอ



$$K_c = [\text{CO}_2]$$

$$K_p = P_{\text{CO}_2}$$

ตัวอย่างที่ 7.4 กำหนดปฏิกิริยา  $\text{NH}_4\text{HS}_{(\text{s})} \rightleftharpoons \text{NH}_3_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$  และที่อุณหภูมิ 295 K ความดันย่อยของ  $\text{NH}_3_{(\text{g})}$  และ  $\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$  มีค่าเท่ากับ 0.265 atm จงหาค่า  $K_c$  และ  $K_p$  ของปฏิกิริยานี้



$$\text{ดังนั้น } K_p = P_{\text{NH}_3} \times P_{\text{H}_2\text{S}}$$

$$= 0.265 \times 0.265$$

$$= 0.0702$$

$$K_c = K_p(\text{RT})^{-\Delta n}$$

$$= 0.0702 \times (0.08206 \times 295)^{-2}$$

$$= 0.00012$$

ตอบ ค่า  $K_c$  และ  $K_p$  ของปฏิกิริยานี้ เท่ากับ 0.0702 และ 0.00012 ตามลำดับ

#### 7.4 การคำนวณหาค่าคงที่สมดุล

ค่าคงที่สมดุลมีประโยชน์ในการคำนวณหาปริมาณสารตั้งต้นที่ต้องใช้ในปฏิกิริยาเพื่อให้ได้ผลิตภัณฑ์ตามปริมาณที่ต้องการ และใช้ในการหาปริมาณสารผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้น ในตำแหน่งสมดุล หลักในการคำนวณหาค่าคงที่สมดุล มี 6 ข้อ ดังนี้

1. ให้เขียนสมการ และดุลสมการให้ถูกต้อง
2. เขียนสมการหาค่าคงที่สมดุล
3. ให้แทนเทอมที่ไม่ทราบความเข้มข้น ด้วยสัญลักษณ์  $x$
4. แสดงการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารตั้งต้น ใน 3 ชั้น คือ ชั้นเริ่มต้น ชั้นเปลี่ยนแปลง และชั้นสมดุล
5. การประมาณการค่าตัวแปร " $x$ " ให้ทำโดยการเทียบกับความเข้มข้นในชั้นเริ่มต้นกับชั้นสมดุล หากทั้ง 2 ชั้นนี้มีความแตกต่างกัน 1000 เท่าขึ้นไป กำหนดให้ตัดค่าตัวแปร  $x$  ออกไป
6. แทนค่าทั้งหมดในสมการ ข้อ 2. เพื่อหาค่าตัวแปร " $x$ " โดยใช้สมการควอดเรติก (Quadratic equation)

**ตัวอย่างที่ 7.5** นำสาร X และ Y ในปริมาณ 0.2 และ 0.6 โมลาร์ มาทำปฏิกิริยากัน ในภาชนะปริมาตร 1000 ลบ.ซม. จงคำนวณหาความเข้มข้นของสาร X, Y และ Z ที่สมดุล เมื่อกำหนดค่า  $K_c$  เท่ากับ 0.2 ปฏิกิริยาที่กำหนดให้เป็นดังนี้  $X + Y \rightleftharpoons Z$

วิธีทำ จากปฏิกิริยาที่กำหนด  $X + Y \rightleftharpoons Z$

$$\text{ดังนั้น } K_c = \frac{[Z]}{[X][Y]}$$

แสดงการเปลี่ยน 3 ชั้น คือ ชั้นเริ่มต้น ชั้นเปลี่ยนแปลง และชั้นสมดุล จะได้

	[X]	[Y]	[Z]
ชั้นเริ่มต้น	0.2	0.6	0
ชั้นเปลี่ยนแปลง	-x	-x	+x
ชั้นสมดุล	0.2 - x	0.6 - x	x

แทนค่าทั้งหมดในสมการ  $K_c$  จะได้  $K_c = \frac{[x]}{[0.2-x][0.6-x]}$

ใช้สมการควอดเรติก หาค่า  $x$  จะได้  $x = 0.2(0.12 - 0.8x + x^2)$   
 $0 = 0.8x^2 + 0.16x - 0.024$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = \frac{-0.16 \pm \sqrt{0.0256 - 0.0768}}{1.6}$$

$$x = 0.1 \text{ M}$$

$$\text{ดังนั้น ความเข้มข้นของ X ที่จุดสมดุล} = 0.2 - x = 0.2 - 0.1 = 0.1 \text{ M}$$

$$\text{ความเข้มข้นของ Y ที่จุดสมดุล} = 0.6 - x = 0.6 - 0.1 = 0.5 \text{ M}$$

$$\text{ความเข้มข้นของ Z ที่จุดสมดุล} = x = 0.1 \text{ M}$$

### 7.5 หลักของเลอชาเตอริเยร์ (Le Chatelier's principle)

หลักของเลอชาเตอริเยร์ ถูกเสนอ โดยนักวิทยาศาสตร์ชาวฝรั่งเศส ชื่อ อองรี หลุยส์ เลอ ชาเตอริเย (Henri Louis Le Chatelier) โดยกฎนี้ใช้เพื่อการทำนายทิศทางการเปลี่ยนแปลงของสมดุลเคมีและมีความสำคัญว่า “หากในระบบซึ่งอยู่ในสมดุลเคมี ถูกรบกวนด้วยปัจจัยทาง ความเข้มข้น ความดัน อุณหภูมิ หรือตัวเร่งปฏิกิริยา ระบบจะมีการปรับตัวใหม่ เพื่อลดสิ่งรบกวน แล้วกลับเข้าสู่สมดุลอีกครั้ง” หลักการนี้ มีความสำคัญมากในวงการอุตสาหกรรมเคมี เช่น อุตสาหกรรมผลิตแอมโมเนีย ทั้งนี้เพื่อนำมาใช้ในการเลือกกรรมวิธีผลิตที่สามารถเปลี่ยนวัตถุดิบหรือสารตั้งต้นให้เกิดเป็นผลิตภัณฑ์ให้ได้มากที่สุด เพื่อลดค่าใช้จ่ายในการผลิตและควบคุมให้ใช้พลังงานให้น้อยที่สุด

ปัจจัยที่มีผลต่อสมดุลเคมีตามหลักของเลอชาเตอริเยร์ มีดังนี้

#### 7.5.1 การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้น

การเพิ่มความเข้มข้นของสารตั้งต้น มีผลทำให้อัตราการเกิดปฏิกิริยาเพิ่มขึ้น เนื่องจาก โมเลกุลของสารตั้งต้นมีการชนกันมากขึ้น ขณะที่ การลดความเข้มข้นของสารตั้งต้น จะทำให้อัตราการเกิดปฏิกิริยาลดน้อยลง อันเนื่องจาก โมเลกุลของตัวทำปฏิกิริยามีโอกาสชนกันน้อยลง ดังนั้น การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารในปฏิกิริยาเคมี จึงมีผลต่อสมดุลเคมีดังนี้

1. การเพิ่มความเข้มข้นของสารตั้งต้นจะมีผลทำให้สมดุลจะเลื่อนไปทางขวาและทำให้ปริมาณของสารผลิตภัณฑ์เกิดเพิ่มขึ้น
2. การลดความเข้มข้นของสารตั้งต้นจะมีผลทำให้สมดุลจะเลื่อนไปทางซ้ายและปริมาณผลิตภัณฑ์จะเกิดน้อยลง
3. การเพิ่มความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์จะมีผลทำให้สมดุลจะเลื่อนไปทางซ้ายและทำให้ปริมาณสารตั้งต้นมีเพิ่มขึ้น
4. การลดความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์จะทำให้สมดุลเกิดการเปลี่ยนแปลงโดยจะเลื่อนไปทางขวา และทำให้ปริมาณสารตั้งต้นมีปริมาณน้อยลง



5. สารที่มีสถานะเป็นของแข็ง (s) หรือของเหลวบริสุทธิ์ (l) จะไม่มีผลต่อภาวะสมดุลของระบบ เนื่องจากมีค่าความเข้มข้นคงที่ จึงเสมือนเป็นค่าคงที่ค่าหนึ่ง

ตัวอย่างที่ 7.6 กำหนดปฏิกิริยา ดังนี้  $\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$  หากที่อุณหภูมิ 200 °C ความเข้มข้นของ  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{PCl}_3$  และ  $\text{Cl}_2$  เท่ากับ 0.0104, 0.0257 และ 0.0257 โมลาร์ ตามลำดับ หากที่อุณหภูมินี้ได้ทำการเติม  $\text{Cl}_2$  ลงไปอีก 0.001 โมลาร์ อยากทราบว่า ที่สมดุลสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์ทั้งหมด จะมีความเข้มข้นเท่าใด

วิธีทำ จากปฏิกิริยาที่กำหนด  $\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

$$K_c = \frac{[0.0257][0.0257]}{[0.0104]}$$

$$K_c = 6.35 \times 10^{-2}$$

เมื่อเพิ่ม  $[\text{Cl}_2] = 0.01$  โมลาร์ สมดุลใหม่จะมีการเปลี่ยนแปลง ดังนี้

	$[\text{PCl}_5]$	$[\text{PCl}_3]$	$[\text{Cl}_2]$
ขั้นเริ่มต้น	0.0104	0.0257	0.0257
ขั้นเปลี่ยนแปลง (เติม $[\text{Cl}_2] = 0.01 \text{ M}$ )	+x	-x	-x
ขั้นสมดุล	$0.0104 + x$	$0.0257 - x$	$0.0357 - x$

$$K_c = \frac{[0.0357 - x][0.0257 - x]}{[0.0104 + x]}$$

แทนค่า  $6.35 \times 10^{-2} = \frac{[0.0357 - x][0.0257 - x]}{[0.0104 + x]}$

$$x = 0.002 \text{ และ } 0.123$$

\* ข้อสังเกต : เลือกใช้ค่า x ที่เป็นไปได้ คือ 0.002 และตัดค่า x ที่เป็นไปไม่ได้ คือ 0.123 ทิ้ง (เหตุผลที่เป็นไปไม่ได้ เพราะมีค่ามากกว่าสารตั้งต้น)

ดังนั้น ที่สมดุลใหม่ ความเข้มข้นของ  $\text{Cl}_2 = 0.0357 - 0.002 = 0.0337 \text{ M}$

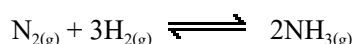
ความเข้มข้นของ  $\text{PCl}_3 = 0.0257 - 0.002 = 0.0237 \text{ M}$

ความเข้มข้นของ  $\text{PCl}_5 = 0.0104 - 0.002 = 0.0124 \text{ M}$

### 7.5.2 การเปลี่ยนแปลงความดัน

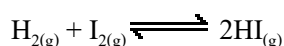
ในปฏิกิริยาเคมีที่มีส่วนประกอบเป็นแก๊ส ทิศทางของปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นถูกกำหนดโดยปัจจัยทางความดัน

หากความดันของระบบเพิ่มขึ้น จะมีผลทำให้ สมดุลเลื่อนไปทางฝั่งที่มีจำนวน โมเลกุลน้อยหรือฝั่งที่มีปริมาณน้อย พิจารณา ปฏิกิริยาระหว่างแก๊สไนโตรเจนและแก๊สไฮโดรเจน ดังนี้



จากปฏิกิริยาแก๊สไนโตรเจน 1 โมเลกุลกับแก๊สไฮโดรเจน 3 โมเลกุล รวมเป็น 4 โมเลกุล ทำปฏิกิริยากันให้แก๊สแอมโมเนีย 2 โมเลกุล หากมีการเพิ่มความดันให้ระบบ สมดุลจะเลื่อนไปข้างหน้า (หากเพิ่มความดัน สมดุลจะเลื่อนเข้าหาฝั่งที่มีจำนวน โมเลกุลน้อย ทำให้ได้แก๊สแอมโมเนียเพิ่มขึ้น ขณะเดียวกัน หากทำการลดความดันให้ระบบ สมดุลจะเลื่อนไปข้างซ้าย เกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ (หากลดความดัน สมดุลจะเลื่อนเข้าหาฝั่งที่มีจำนวน โมเลกุลมาก) ทำให้ แก๊สแอมโมเนีย เกิดการสลายตัวให้ แก๊สไนโตรเจนและแก๊สไฮโดรเจนเพิ่มขึ้น ในอุตสาหกรรมการผลิตแอมโมเนีย จึงต้องใช้ความดันสูงเพื่อจะทำให้ผลิตแอมโมเนียได้มาก ในทางปฏิบัติจริงต้องใช้ความดันสูงถึง 1000 บรรยากาศในการบวนการผลิตแอมโมเนีย ถ้าลดความดันให้ต่ำกว่านี้ จะทำให้สมดุลเลื่อนไปทางซ้าย หรือเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ

กรณีที่มีจำนวน โมเลกุลของสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์ในปฏิกิริยากัน การเปลี่ยนแปลงความดันจะไม่มีผลใดๆ ต่อระบบ ตัวอย่างปฏิกิริยาระหว่างแก๊สไฮโดรเจนและแก๊สไอโอดีน ดังนี้

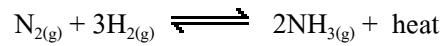


ตามปฏิกิริยาข้างต้น จะเห็นว่าแก๊สไฮโดรเจน 1 โมเลกุลทำปฏิกิริยากับแก๊สไอโอดีน 1 โมเลกุล ได้ผลิตภัณฑ์เป็นแก๊สไฮโดรเจนไอโอดีน 2 โมเลกุล ดังนั้นจำนวนโมเลกุลทางซ้ายเท่ากับทางขวา หากเพิ่มความดัน ปฏิกิริยาจะไม่เกิดการเปลี่ยนแปลงใดๆ เช่นเดียวกันกับการลดความดันที่ไม่ทำให้เกิดการเปลี่ยนแปลงใดๆ เช่นกัน ดังนั้นจึงสรุปได้ว่าการเปลี่ยนแปลงความดันจะมีผลกับระบบก็ต่อเมื่อระบบมีสารที่เป็นแก๊สอยู่และจำนวน โมเลกุลของสารตั้งต้นและฝั่งผลิตภัณฑ์ของปฏิกิริยาไม่เท่ากันเท่านั้น

### 7.5.3 การเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิ

ปฏิกิริยาเคมี แบ่งได้ 2 ประเภท คือ ปฏิกิริยาแบบดูดความร้อน และปฏิกิริยาแบบคายความร้อน เมื่อมีการเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิ ทิศทางของสมดุลจึงเลื่อนไปตามแต่ชนิดของปฏิกิริยา

กรณีปฏิกิริยาเป็นแบบคายความร้อน การเพิ่มอุณหภูมิจะทำให้สมดุลเลื่อนไปทางฝั่งปฏิกิริยาที่เป็นแบบดูดความร้อน และหากลดอุณหภูมิลง สมดุลก็จะเลื่อนไปในทิศทางที่ทำให้ความร้อนเพิ่มขึ้นหรือเลื่อนไปฝั่งของปฏิกิริยาแบบคายความร้อน ให้พิจารณาปฏิกิริยา ดังนี้



ปฏิกิริยาข้างต้นนี้ เป็นปฏิกิริยาคายความร้อน หากเพิ่มอุณหภูมิเข้าไปในระบบ จะทำให้ระบบใช้ความร้อนมากขึ้น เพื่อเป็นการกำจัดความร้อนให้น้อยลงตามหลักของ เลอ ชาเตอลิเอ นั่นคือสมดุลจะเลื่อนไปฝั่งที่เป็นปฏิกิริยาแบบดูดความร้อน (เกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ) แก๊สแอมโมเนียจึงเกิดการสลายตัวให้แก๊สไนโตรเจนกับแก๊สไฮโดรเจนเพิ่มขึ้น แต่หากลดอุณหภูมิในระบบลง สมดุลก็จะเลื่อนไปในทิศทางที่ทำให้ความร้อน (เกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า) นั่นคือ แก๊สไนโตรเจน เกิดการรวมกันกับแก๊สไฮโดรเจนมากขึ้น และให้แก๊สแอมโมเนียมากขึ้นด้วย

กรณีปฏิกิริยาเป็นแบบดูดความร้อน การเพิ่มอุณหภูมิจะทำให้สมดุลเลื่อนไปทางฝั่งปฏิกิริยาที่เป็นแบบคายความร้อน และหากลดอุณหภูมิลง สมดุลก็จะเลื่อนไปในทิศทางตรงกันข้าม ให้พิจารณาปฏิกิริยารวมตัวระหว่างแก๊สไนโตรเจนและแก๊สออกซิเจน ดังนี้



จากปฏิกิริยา หากมีการเพิ่มอุณหภูมิเข้าไปในระบบ จะทำให้สมดุลจะเลื่อนไปข้างหน้า เกิดไนตริกออกไซด์มาก แต่หากทำการลดอุณหภูมิของระบบลง สมดุลก็จะเลื่อนไปในทิศทางตรงกันข้าม (เกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ) ทำให้แก๊สไนตริกออกไซด์เกิดการสลายตัวให้แก๊สไนโตรเจนและแก๊สออกซิเจนเพิ่มขึ้น

#### 7.5.4 การเติมตัวเร่งปฏิกิริยา

ตัวเร่งปฏิกิริยามีผลให้พลังงานกระตุ้นของปฏิกิริยาลดลง แต่จะไม่มีผลทำให้ค่าคงที่ของสมดุลเปลี่ยนไป ดังนั้นการเติมตัวเร่งปฏิกิริยาเข้าไปในระบบจึงมีผลเพียงทำให้ปฏิกิริยาเกิดเร็วขึ้นและเข้าสู่สมดุลเร็วขึ้นเท่านั้น โดยตัวเร่งปฏิกิริยาจะไม่มีผลต่อความเข้มข้นของสารใดๆที่สภาวะสมดุล กล่าวโดยสรุปคือ การเติมตัวเร่งปฏิกิริยาไม่ทำให้สมดุลเลื่อนไปทางซ้าย (เกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า) หรือเลื่อนไปทางขวา (เกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ) แต่เราต้องเติมตัวเร่งปฏิกิริยา ประโยชน์เพียงเพื่อจะทำให้ปฏิกิริยาเกิดได้เร็วขึ้น โดยที่ค่าคงที่ของสมดุลไม่เปลี่ยนแปลง

## สรุป

สมดุลเคมี หมายถึง สภาวะของปฏิกิริยาเคมีที่มีอัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าเท่ากับอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ

ค่าคงที่สมดุลมีค่าเท่ากับผลคูณของความเข้มข้นที่ภาวะสมดุลของผลปฏิกิริยาหารด้วยผลคูณของความเข้มข้นที่ภาวะสมดุลของตัวทำปฏิกิริยา ความเข้มข้นแต่ละค่ายกกำลังเท่ากับตัวเลขนำหน้าสารนั้น ในสมการ

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

เมื่อ A, B, C และ D เป็นสาร a, b, c และ d เป็นตัวเลขกำกับข้างหน้าสารแสดงความสัมพันธ์ทางปริมาณในปฏิกิริยา

ประเภทของสมดุลเคมีแบ่งตามวิภาคของสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์ในปฏิกิริยาได้ 2 ประเภท ดังนี้

**1. สมดุลเอกพันธ์ (Homogeneous equilibrium)** เป็นสมดุลที่วิภาคของสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์เป็นวิภาคเดียวกัน หรือเป็นสมดุลที่สารทุกชนิดในปฏิกิริยาอยู่ในรูปของสารละลาย และ **2. สมดุลวิวิธพันธ์ (Heterogeneous equilibrium)** เป็นสมดุลที่วิภาคของสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์ไม่เป็นวิภาคเดียวกัน ทั้งหมด ในการคำนวณหาค่า  $K_c$  สำหรับสมดุลประเภทนี้ไม่ต้องนำสารที่มีสถานะของแข็งและของเหลวมาคำนวณ ให้ถือเป็นค่าคงที่ค่าหนึ่ง เนื่องจากความเข้มข้นของของแข็งและของเหลวคงที่เสมอ

ค่าคงที่สมดุลมีประโยชน์ในการคำนวณหาปริมาณสารตั้งต้นที่ต้องใช้ในปฏิกิริยาเพื่อให้ได้ผลิตภัณฑ์ตามปริมาณที่ต้องการ และใช้ในการหาปริมาณสารผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้น ในตำแหน่งสมดุล หลักในการคำนวณหาค่าคงที่สมดุล มี 6 ข้อ ดังนี้ 1. ให้เขียนสมการ และดุลสมการให้ถูกต้อง 2. เขียนสมการหาค่าคงที่สมดุล 3. ให้แทนเทอมที่ไม่ทราบความเข้มข้น ด้วยสัญลักษณ์ x 4. แสดงการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารตั้งต้น ใน 3 ชั้น คือ ชั้นเริ่มต้น ชั้นเปลี่ยนแปลง และชั้นสมดุล 5. การประมาณการค่า x ให้เทียบกับความเข้มข้นในชั้นเริ่มต้นกับชั้นสมดุล หากทั้ง 2 ชั้นนี้มีความแตกต่างกัน 1000 เท่าขึ้นไป กำหนดให้ตัดค่า x ออกไป และ 6. แทนค่าทั้งหมดในสมการ ข้อ 2. เพื่อหาค่า x โดยใช้สมการควอดเรติก (Quadratic equation)

หลักของเลอชาเตอริเยร์ (ถูกเสนอโดยนักวิทยาศาสตร์สาขาเคมี ชาวฝรั่งเศส ชื่อ อองรี หลุยส์ เลอชาเตอลิเย (Henri Louis Le Chatelier)) ได้ถูกนำมาใช้เพื่อการทำนายทิศทางการเปลี่ยนแปลงของสมดุลเคมี และมีใจความสำคัญว่า “หากในระบบซึ่งอยู่ในสมดุลเคมี ถูกรบกวนด้วยปัจจัยทาง ความเข้มข้น ความดัน อุณหภูมิ หรือตัวเร่งปฏิกิริยา ระบบจะมีการปรับตัวใหม่ เพื่อลดสิ่งรบกวน แล้วกลับเข้าสู่สมดุลอีกครั้ง” หลักการนี้ มีความสำคัญมากในวงการอุตสาหกรรมเคมี เช่น อุตสาหกรรมผลิตแอมโมเนีย ทั้งนี้เพื่อนำมาใช้ในการเลือกกรรมวิธีผลิตที่สามารถเปลี่ยนวัตถุดิบหรือสารตั้งต้นให้เกิดเป็นผลิตภัณฑ์ให้ได้มากที่สุด เพื่อลดค่าใช้จ่ายในการผลิตและควบคุมให้ใช้พลังงานให้น้อยที่สุด

ปัจจัยที่มีผลต่อสมดุลเคมีตามหลักของเลอชาเตอริเยร์ มี 4 ปัจจัย คือ 1. การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้น 2. การเปลี่ยนแปลงความดัน 3. การเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิ และ 4. การเติมตัวเร่งปฏิกิริยา

### แบบฝึกหัด

1. สมดุลเคมี คืออะไร จงอธิบายมาพอสังเขป
2. เราจะสามารถหาค่าคงที่สมดุล ได้อย่างไร
3. กรณีที่ปฏิกิริยามีสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์ทั้งหมดเป็นแก๊ส เราจะสามารถหาค่าคงที่สมดุลอย่างไร
4. สมดุลเคมี มีกี่ประเภท อะไรบ้าง
5. สมดุลเอกพันธ์ ต่างจาก สมดุลวิวิธพันธ์ อย่างไร
6. จงบอกประโยชน์ของการคำนวณหาค่าคงที่สมดุล
7. กำหนดปฏิกิริยา  $\text{NH}_4\text{HS}_{(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_{3(g)} + \text{H}_2\text{S}_{(g)}$  และที่อุณหภูมิ 295 K ความดันย่อยของ  $\text{NH}_{3(g)}$  และ  $\text{H}_2\text{S}_{(g)}$  มีค่าเท่ากับ 0.52 atm จงหาค่า  $K_c$  และ  $K_p$  ของปฏิกิริยานี้
8. นำสาร X และ Y ในปริมาณ 0.3 และ 0.7 โมลาร์ มาทำปฏิกิริยากัน ในภาชนะปริมาตร 1000 ลบ. ซม. จงคำนวณหาความเข้มข้นของสาร X, Y และ Z ที่สมดุล เมื่อกำหนดค่า K เท่ากับ 0.3 ปฏิกิริยาที่กำหนดให้เป็นดังนี้  $X + Y \rightleftharpoons Z$
9. จงบอกประโยชน์ของการนำหลักของเลอชาเตอริเยร์ มาใช้ในกระบวนการอุตสาหกรรม
10. ปัจจัยที่มีผลทำให้สมดุลเปลี่ยนแปลง ตามหลักของเลอชาเตอริเยร์ มีอะไรบ้าง จงอธิบาย

## เอกสารอ้างอิง

- กฤษณา ชูติมา. (2551). **หลักเคมีทั่วไป เล่ม 1**. (พิมพ์ครั้งที่ 18). กรุงเทพฯ: จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
- เกษม พลายแก้ว. (2553). **เคมีทั่วไป 1**. (พิมพ์ครั้งที่ 1). กรุงเทพฯ: จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
- คณะกรรมการปรับปรุงหลักสูตรวิทยาศาสตร์สาขาเคมี ตามโครงการปรับปรุงหลักสูตร  
ระดับมหาวิทยาลัยของทบวงมหาวิทยาลัย. (2541). **เคมี เล่ม 1**. (พิมพ์ครั้งที่ 11). กรุงเทพฯ: อักษร  
เจริญทัศน์.
- เฉลิมยศ อุทัยรัตน์. (2553). **เอกสารคำสอน รายวิชาหลักเคมี**. (พิมพ์ครั้งที่ 1). ยะลา: มหาวิทยาลัยราชภัฏ  
ยะลา
- ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย. (2539). **เคมีทั่วไป เล่ม 2**. (พิมพ์ครั้งที่ 1). กรุงเทพฯ  
: จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย
- ถัดดา มีสุข. (2553). **เคมีทั่วไป เล่ม 1**. (พิมพ์ครั้งที่ 5). กรุงเทพฯ: มหาวิทยาลัยเกษตรศาสตร์.
- วราภรณ์ วิศพันธ์. (2549). **เคมีพื้นฐาน 1**. (พิมพ์ครั้งที่ 1). สงขลา: เทมการพิมพ์
- สันศักดิ์ สิริอนันต์ไพบุลย์ และ ขนิษฐา ชัยรัตนาวรรณ. (2549). **เคมีวิทยาศาสตร์**. (พิมพ์ครั้งที่ 7). กรุงเทพฯ:  
วี.เจ.พรินต์ติ้ง.
- สุนันทา วิบูลย์จันทร์. (2545). **เคมี: วิชาแกนทางวิทยาศาสตร์ 1**. (พิมพ์ครั้งที่ 1). กรุงเทพฯ: เพียร์สัน เอ็ด  
ดูเคชั่น อินโดไชน่า.
- อัญชลี ฉวีราช สมศักดิ์ สิริไชย และนิสากร ทองก้อน. (2553). **เคมี 1**. (พิมพ์ครั้งที่ 1). กรุงเทพฯ: เจเอสที พับ  
ลิชชิ่ง.
- Chang, R. (2002). **Essential Chemistry**. (2<sup>nd</sup> ed.). U.S.A.: McGraw-Hill.
- Denniston, K.J., Topping, J.J. & Caret, R.L. (2007). **General organic and biochemistry**. (6<sup>th</sup> ed.).  
Boston: McGraw-Hill.
- Ebbing, D.D. & Gammon, S.D. (1999). **General Chemistry**. (6<sup>th</sup> ed.). U.S.A.: Houghton Mifflin.
- Laird, B.B. & Chang, R. (2009). **University Chemistry**. (2<sup>nd</sup> ed.). New York: McGraw-Hill.
- Miessler, G.L. & Tarr, D.A. (2004). **Inorganic chemistry**. (3<sup>rd</sup> ed.). New Jersey: Prentice-Hall.
- Moore, J.W., Staniteki, C.L. & Jurs, P.C. (2002). **Chemistry**. (3<sup>rd</sup> ed.). Canada: Thomson Brooks/Cole.
- Oxtoby, D.W., Gillis, H.P., Nachtrieb, N.H. (2002). **Principle of modern chemistry**. (5<sup>th</sup> ed.). Singapore:  
Thomson Learning.