

แผนบริหารประจำบทที่ 8

1) หัวข้อเนื้อหาประจำบท

1. ลักษณะทั่วไปของสภาวะสมดุล
2. กราฟของสมดุลเคมี
3. ค่าคงที่สมดุล
4. หลักของเลอชาเตอริเยร์
5. การใช้หลักของเลอชาเตอริเยร์ในอุตสาหกรรม
6. บทปฏิบัติการที่ 8 เรื่อง สมดุลเคมี
7. สรุป
8. แบบฝึกหัดท้ายบท
9. เอกสารอ้างอิง

2) วัตถุประสงค์เชิงพฤติกรรม

1. บอกความหมายและจำแนกชนิดของสมดุลได้
2. บอกความหมายและคำนวณค่าคงที่สมดุลได้
3. อธิบายหลักเลอชาเตอริเยร์ได้
4. ระบุปัจจัยที่มีผลกระทบต่อสมดุลได้

3) วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอนประจำบท

1. บรรยายและอธิบายโดยใช้สไลด์ และวิดีโอประกอบการสอน
2. แบ่งกลุ่มย่อยเพื่ออธิบายแลกเปลี่ยนความคิดเห็นและกรณีศึกษา
3. บทปฏิบัติการประจำบทที่ 8 เรื่อง สมดุลเคมี
4. ทำแบบฝึกหัด และเขียนรายงานการปฏิบัติการทดลองประจำบทปฏิบัติการที่ 8

4) สื่อการเรียนการสอน

1. สไลด์และวิดีโอประกอบการสอน
2. เอกสารประกอบการบรรยาย
3. วัสดุ อุปกรณ์วิทยาศาสตร์บทปฏิบัติการประจำบทที่ 5
4. แบบฝึกหัด

5) การวัดและการประเมินผล

1. ให้คะแนนการเข้าชั้นเรียน
2. ความถูกต้องในการคำนวณ
3. ความร่วมมือในกิจกรรมการเรียนการสอน
4. ตรวจสอบจากแบบฝึกหัดท้ายบท
5. การตอบคำถามแบบฝึกหัด

บทที่ 8

สมดุลเคมี

ปฏิกิริยาเคมีในร่างกายของมนุษย์ เช่น ระบบหมุนเวียนเลือดฮีโมโกลบิน (Hb) เมื่อรวมกับ O_2 จะได้ HbO_2 และในสิ่งแวดล้อม เช่น วัฏจักรคาร์บอน สารประกอบคาร์บอนจะมีการหมุนเวียนโดยอาศัยกระบวนการหายใจ เป็นต้น ซึ่งเป็นปฏิกิริยาที่ดำเนินไปในทิศทางข้างหน้าและย้อนกลับได้ เมื่ออัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าเท่ากับอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับจะเกิดสภาวะที่เรียกว่า “สภาวะสมดุล” (บุหลัน คุ่มไพฑูรย์, 2560)

ปฏิกิริยาเคมีโดยส่วนใหญ่แล้วจะเป็นปฏิกิริยาที่ผันกลับได้หรือที่เรียกว่า “สมดุลเคมี (Chemical equilibrium)” เกิดขึ้นเมื่ออัตราของการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าเท่ากับการเกิดย้อนกลับและความเข้มข้นของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์มีค่าคงที่

สมดุลของสารชนิดเดียวกันที่เกิดขึ้นระหว่างสารสองสถานะนั้นเรียกว่า “สมดุลวิวิธพันธ์ (Heterogenous equilibrium)” เช่น $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$ ในระบบมีทั้งสถานะแก๊สและของแข็ง ส่วนสมดุลที่เกิดขึ้นระหว่างสารชนิดเดียวกันเรียกว่า “สมดุลเอกพันธ์ (Homogeneous equilibrium)” เช่น $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ ซึ่งในบทนี้ได้ทำการอธิบายและศึกษาเกี่ยวกับลักษณะทั่วไปของภาวะสมดุล กราฟของสมดุลเคมี ค่าคงที่สมดุล ปัจจัยที่มีผลต่อสมดุลเคมีและหลักของเลอชาเตอริเยร์

8.1 ลักษณะทั่วไปของสภาวะสมดุล

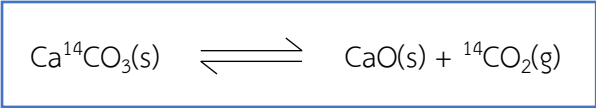
ในปฏิกิริยาผันกลับได้ สารตั้งต้นเปลี่ยนไปเป็นสารผลิตภัณฑ์ไม่ได้ทั้งหมด เมื่อเวลาผ่านไประยะหนึ่งความเข้มข้นของสารตั้งต้นจะไม่ลดลงอีก ในระบบจะมีทั้งสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ผสมกันอยู่เป็นผลให้แนวโน้มที่สารตั้งต้นจะเปลี่ยนไปเป็นผลิตภัณฑ์จะเท่ากับแนวโน้มที่ผลิตภัณฑ์จะเปลี่ยนเป็นสารตั้งต้น ที่เรียกว่า “ภาวะสมดุล”

ณ ภาวะสมดุล อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าจะเท่ากับอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ หรืออาจกล่าวอีกอย่างคือ ความเข้มข้นของทั้งสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์คงที่ ไม่เปลี่ยนแปลงตามเวลา

ณ ภาวะสมดุล ระบบจะคงที่ ซึ่งไม่สามารถสังเกตเห็นการเปลี่ยนแปลงใดๆ ได้ แต่ความจริงระบบยังคงมีการเปลี่ยนแปลงอยู่ตลอดเวลา แต่การเปลี่ยนแปลงนั้นเกิดขึ้นในอัตราที่เท่ากัน เรียกภาวะสมดุลที่ระบบยังคงมีการเปลี่ยนแปลงอยู่ตลอดเวลาว่า “สมดุลไดนามิก หรือสมดุลพลวัต (Dynamic equilibrium)” (วรวิทย์ จันทรสุวรรณ, 2558)

การทดลองเพื่อทดสอบสภาวะสมดุลพลวัต โดยอาศัยการติดตามสารที่ประกอบขึ้นด้วยอะตอมที่มีกัมมันตภาพรังสี เช่น ในการเผาแคลเซียมคาร์บอเนต (Calcium carbonate, $CaCO_3$) ในภาชนะปิดที่อุณหภูมิ 1,000-1,100 องศาเซลเซียส ($^{\circ}C$) จนปฏิกิริยาเข้าสู่สภาวะสมดุล ถ้าต่อภาชนะที่ระบบอยู่ใน

ภาวะสมดุลนี้เข้ากับภาวะที่บรรจุ CO₂ ที่มี ¹⁴CO₂ ปนอยู่ โดยภาวะทั้งสองจะต้องมีอุณหภูมิและความดันเท่ากัน เพื่อจะไม่ทำให้สมดุลของระบบเดิมเปลี่ยนไป เมื่อทิ้งไว้สักครู่ แล้วนำ CaCO₃ มาวิเคราะห์ จะพบว่า มี Ca¹⁴CO₃ ปนอยู่ด้วยแสดงว่า แม้ระบบจะอยู่ในสภาวะที่สมดุลแล้ว ¹⁴CO₂ ก็สามารถรวมตัวกับ CaO กลับมาเป็น Ca¹⁴CO₃ ดังสมการ



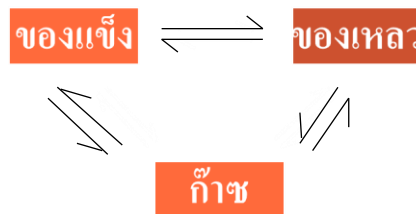
นอกจากนี้ถ้ามีอิทธิพลจากภายนอกมารบกวน เช่น การเปลี่ยนอุณหภูมิหรือความดัน จะมีผลทำให้สภาวะสมดุลของระบบเสียไป แต่เมื่อหยุดรบกวนระบบก็จะดำเนินเข้าสู่ภาวะสมดุลได้เองอีกครั้งและการดำเนินเข้าสู่ภาวะสมดุลจะเริ่มจากทิศทางใดก็ได้ (สุเทพ เทียนวรรณ, 2554)

ตัวอย่างที่ 8.1 การเปลี่ยนแปลงของระบบใดต่อไปนี้นั้นกลับได้

ก. ถ้วยใส่น้ำแข็งวางไว้ในห้อง ✓

ชนิดของการเปลี่ยนแปลงที่ผันกลับได้มี 3 ประเภท คือ การละลาย การเปลี่ยนสถานะ และการเกิดปฏิกิริยาเคมี

กรณีถ้วยใส่น้ำแข็งวางไว้ในห้อง เป็นการเปลี่ยนสถานะ ดังนี้



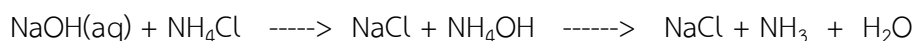
ข. น้ำโซดาในขวดปิดฝา ✓

สมบัติการละลายของแก๊ส CO₂ ในน้ำ

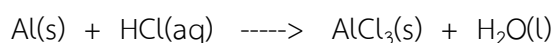
ค. เกล็ด I₂ ในขวดชมพูปิดฝา ✗

ง. ละลายน้ำตาลในน้ำจนอิ่มตัวมีน้ำตาลเหลือในบีกเกอร์ ✓

จ. ผสม NaOH กับ NH₄Cl ในบีกเกอร์ที่ไม่ได้ปิดฝา ✗



ฉ. ผสม Al กับ HCl ในภาชนะที่ปิดฝาสนิท ✗



เกิดปฏิกิริยาเคมีกลายเป็นสารใหม่ ไม่สามารถผันกลับได้อีก

ช. ละลาย KNO₃ ในน้ำจนหมด ✓

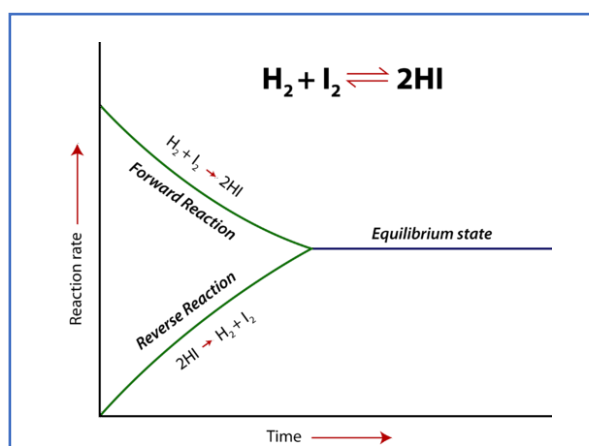
ตามคุณสมบัติของสภาวะสมดุลคือ ต้องมีสารตั้งต้นเหลือในระบบจึงจะเกิดการผันกลับได้

8.2 กราฟของสมดุลเคมี

เมื่อระบบเข้าสู่ภาวะสมดุลจะสามารถแสดงการเข้าสู่ภาวะสมดุลด้วยกราฟ 3 ประเภทดังต่อไปนี้

1) กราฟสมดุลเคมีที่เขียนขึ้นระหว่างอัตราการเกิดปฏิกิริยากับเวลา

ปฏิกิริยาเคมีที่ผันกลับได้ ในตอนเริ่มต้นอัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าจะเกิดเร็ว เมื่อเกิดผลิตภัณฑ์มากขึ้น อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าจะลดลงและอัตราปฏิกิริยาผันกลับจะมากขึ้น จนถึงจุดหนึ่งอัตราปฏิกิริยาไปข้างหน้าเท่ากับอัตราปฏิกิริยาผันกลับ เรียกว่า เข้าสู่ภาวะสมดุล (สุเทพ เทียนวรรณ, 2554) ดังแสดงในรูปที่ 8.1

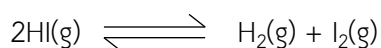


รูปที่ 8.1 อัตราการเกิดปฏิกิริยาของระบบเมื่อเข้าสู่สมดุล

ที่มา : Allison Sault, 2017

2) กราฟของสมดุลเคมีที่เขียนขึ้นระหว่างความเข้มข้นของสารกับเวลา

ยกตัวอย่างจากปฏิกิริยาการแตกตัวของกรด ไฮโดรไอออไดค (HI)

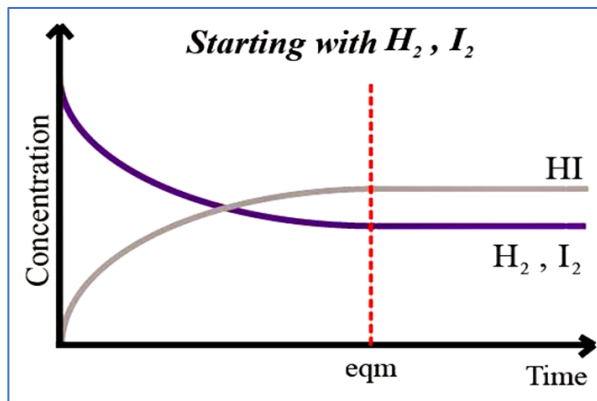


เข้าสู่สมดุลสามารถเขียนกราฟได้ 3 กรณีดังนี้

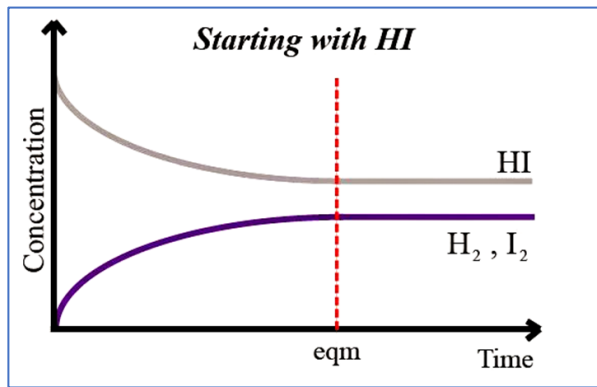
กรณีที่ 1 สารตั้งต้น H_2 และ I_2 ทำปฏิกิริยากันเกิดเป็น $2HI$ จากกราฟรูปที่ 8.2 แสดงว่า สารตั้งต้นทำปฏิกิริยากันได้มาก ปฏิกิริยาดำเนินไปข้างหน้าได้มาก ปฏิกิริยาสู่สมดุลที่เวลา t และที่ภาวะสมดุลจะเหลือสารตั้งต้นน้อยและจะมีสารผลิตภัณฑ์เกิดขึ้นมาก ทำให้ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยานี้มากด้วย

กรณีที่ 2 สารตั้งต้น HI ทำปฏิกิริยากันเกิดเป็น H_2 และ I_2 จากกราฟรูปที่ 8.3 แสดงว่าสารตั้งต้นทำปฏิกิริยากันได้น้อย ปฏิกิริยาดำเนินไปข้างหน้าได้น้อย ปฏิกิริยาสู่สมดุลที่เวลา t ที่ภาวะสมดุลจะเหลือสารตั้งต้นมาก และจะมีสารผลิตภัณฑ์เกิดขึ้นน้อยทำให้ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยานี้จะน้อยด้วย

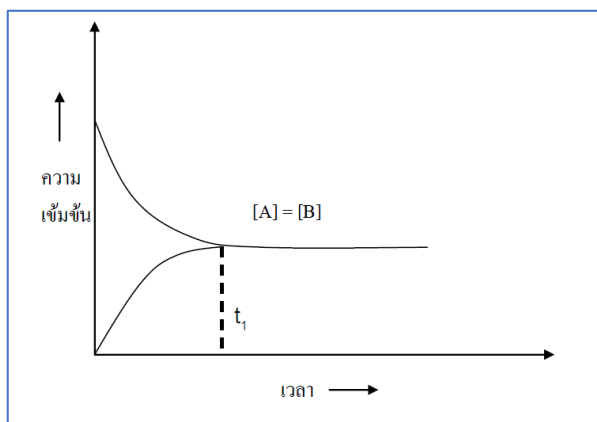
กรณีที่ 3 สารตั้งต้น H_2 และ I_2 ทำปฏิกิริยากันเกิดเป็น $2HI$ แสดงว่าสารตั้งต้นทำปฏิกิริยากันและปฏิกิริยาสู่สมดุลที่เวลา t ที่ภาวะสมดุลความเข้มข้นของสารตั้งต้นเท่ากับสารผลิตภัณฑ์พอดี ซึ่งเกิดขึ้นไม่บ่อยแต่มีโอกาสเกิดขึ้นได้ แสดงในกราฟรูปที่ 8.4



รูปที่ 8.2 กราฟความเข้มข้นของสารกับเวลา กรณีที่ 1
ที่มา : Nic Ren, 2014



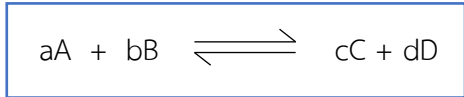
รูปที่ 8.3 กราฟความเข้มข้นของสารกับเวลา กรณีที่ 2
ที่มา : Nic Ren, 2014



รูปที่ 8.3 กราฟความเข้มข้นของสารกับเวลา กรณีที่ 2
ที่มา : Wordpress.com, 2015

8.3 ค่าคงที่สมดุล (K, K_c และ K_p)

ค่าคงที่สมดุล (Equilibrium constant, K) เป็นค่าที่ทำให้เราทำนายทิศทางของการเกิดปฏิกิริยาเข้าสู่สมดุล และช่วยคำนวณความเข้มข้นของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์เมื่อระบบเข้าสู่สมดุลได้ ซึ่งผ่านการคิดค้นโดย คาโต กัลด์เบิร์ก (Cato Guldberg) และปีเตอร์ แวง (Peter Waage) กำหนดสมการทั่วไป (มูลนิธิ สอวน., 2557) ดังนี้



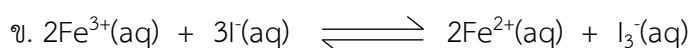
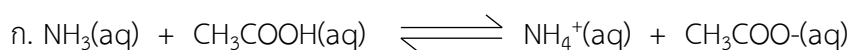
สามารถคำนวณค่าคงที่สมดุลได้ คือ อัตราส่วนระหว่างผลคูณของผลิตภัณฑ์ยกกำลังสัมประสิทธิ์หารด้วยผลคูณของสารตั้งต้นยกกำลังสัมประสิทธิ์ในสมการที่ดุล ดังนี้

$\text{ค่าคงที่สมดุล} \rightleftharpoons K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$	<p><----- สารผลิตภัณฑ์ (Product)</p> <p><----- สารตั้งต้น (Reactant)</p>
---	--

สมการข้างต้นเรียกว่า “Law of mass action” โดยที่ K_c คือ ค่าคงที่สมดุล (equilibrium constant) และ [] หมายถึง ความเข้มข้นมีหน่วยเป็น โมลต่อลิตร (mol/L) หรือโมลาร์ (Molar, M)

ซึ่งค่าคงที่สมดุลเป็นค่าที่คงที่ขึ้นกับอุณหภูมิ เช่น K_c ของปฏิกิริยาการสลายตัวของ N₂O₄ ที่ 127 องศาเซลเซียส = 1.53 แต่ถ้าที่ 100 องศาเซลเซียส = 0.36 ด้วยเหตุนี้จึงต้องอุณหภูมิไว้ด้วยทุกครั้ง เมื่อมีการคำนวณหาค่าคงที่สมดุล

ตัวอย่างที่ 8.2 จงเขียนค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาต่อไปนี้



วิธีทำ ก. $K_c = \frac{[NH_4^+][CH_3COO^-]}{[NH_3][CH_3COOH]}$ มีหน่วยเป็น $\frac{(mol/L)(mol/L)}{(mol/L)(mol/L)}$

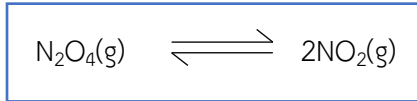
K_c ของปฏิกิริยานี้ไม่มีหน่วย

ข. $K_c = \frac{[Fe^{2+}]^2 [I_3^-]}{[Fe^{3+}]^2 [I^-]^3}$ มีหน่วยเป็น $\frac{(mol/L)^2(mol/L)}{(mol/L)^2(mol/L)^3}$

K_c ของปฏิกิริยานี้มีหน่วยเป็น (mol/L)⁻² หรือ L²/mol² หรือ M⁻²

หมายเหตุ เนื่องจากหน่วยของค่าคงที่สมดุลขึ้นอยู่กับสมการเคมี โดยทั่วไปจึงรายงานค่าคงที่สมดุลโดยไม่แสดงหน่วย

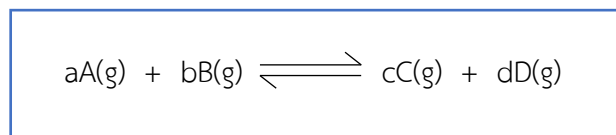
สำหรับปฏิกิริยาของแก๊ส ค่าคงที่สมดุลจะใช้ความดันย่อยแทนความเข้มข้น เนื่องจากการวัดความดันของแก๊สทำได้ง่ายกว่า เช่น ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยา



นั่นคือ

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

เมื่อ K_p หมายถึงค่าคงที่สมดุลที่คำนวณโดยใช้ความดันย่อย และ P_{NO_2} และ $P_{\text{N}_2\text{O}_4}$ คือ ความดันย่อย (บรรยากาศ) ของผลิตภัณฑ์ NO_2 และตัวทำปฏิกิริยา N_2O_4 ที่ภาวะสมดุล พิจารณาความสัมพันธ์ระหว่าง K_p และ K_c ของปฏิกิริยาทั่วไป



$$K_p = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

และสามารถหาความสัมพันธ์ของความดันของแก๊สกับความเข้มข้นในหน่วยโมลาร์ได้จากกฎของแก๊สอุดมคติ

$$P_A V = n_A RT$$

$$P_A = \frac{n_A}{V} RT = [A] RT$$

ในทำนองเดียวกันกับ $P_B = [B]RT$, $P_C = [C]RT$ และ $P_D = [D]RT$

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

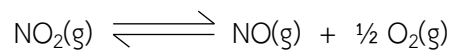
$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n_{\text{gas}}}$$

เมื่อ R = ค่าคงที่ของแก๊ส = $0.08206 \text{ L atm K}^{-1}\text{mol}^{-1}$

T = อุณหภูมิ (เคลวิน, K)

$$\Delta n_{\text{gas}} = (c + d) - (a + b)$$

ตัวอย่างที่ 8.3 จงเขียน K_c และ K_p ของปฏิกิริยาต่อไปนี้ พร้อมทั้งแสดงความสัมพันธ์ของ K_p และ K_c



วิธีทำ

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}} P_{\text{O}_2}^{\frac{1}{2}}}{P_{\text{NO}_2}}$$

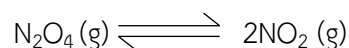
$$K_c = \frac{[\text{NO}][\text{O}_2]^{1/2}}{[\text{NO}_2]}$$

ปฏิกิริยานี้มี $\Delta n_{\text{gas}} = (1 + \frac{1}{2}) - 1 = \frac{1}{2}$ ดังนั้น

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n_{\text{gas}}} = K_c(RT)^{1/2}$$

โดยทั่วไปการเขียนค่าคงที่สมดุลจะไม่เขียนความเข้มข้นของของแข็งบริสุทธิ์หรือของเหลวบริสุทธิ์ เนื่องจากความเข้มข้นของของแข็งบริสุทธิ์หรือของเหลวบริสุทธิ์มีค่าคงที่และได้รวมไว้ในค่าคงที่สมดุลแล้ว ดังนั้นค่าคงที่สมดุลจึงมีแต่ความเข้มข้นหรือความดันของแก๊สและความเข้มข้นของตัวละลายในสารละลาย เนื่องจากความเข้มข้นหรือความดันของแก๊สและความเข้มข้นสารละลายนั้นเปลี่ยนแปลงได้

ตัวอย่างที่ 8.4 การหาค่าคงที่สมดุลแสดงดังตารางที่ 8.1 ความเข้มข้นของ N_2O_4 และ NO_2 ที่ 100 องศาเซลเซียสของปฏิกิริยา



จากตารางที่ 8.1 ทำให้ทราบว่าที่ภาวะสมดุล $[\text{NO}_2]^2/[\text{N}_2\text{O}_4]$ มีค่าคงที่ประมาณ 0.3

ตารางที่ 8.1 ความเข้มข้นของ N_2O_4 และ NO_2 ที่ 100 องศาเซลเซียส

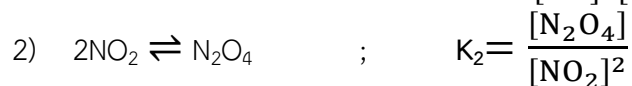
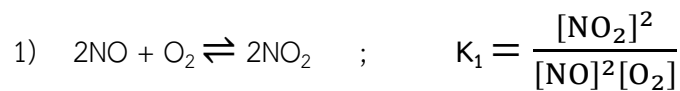
การทดลอง ครั้งที่	ความเข้มข้นเริ่มต้น (M)		ความเข้มข้นที่ภาวะสมดุล (M)		$\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$
	$[N_2O_4]$	$[NO_2]$	$[N_2O_4]$	$[NO_2]$	
1	0.100	0.000	0.040	0.120	0.36
2	0.000	0.200	0.040	0.120	0.36
3	0.200	0.000	0.103	0.193	0.36
4	0.000	0.100	0.014	0.072	0.37
5	0.100	0.100	0.070	0.160	0.36

ที่มา : มูลนิธิ สอวน., 2557

1) ความสัมพันธ์ของค่าคงที่สมดุลกับสมการเคมี เราสามารถใช้กฎทางคณิตศาสตร์มาคำนวณค่าคงที่สมดุลดังนี้

1.1) ถ้านำสมการมาบวกกันต้องนำค่าคงที่สมดุลมาคูณกัน

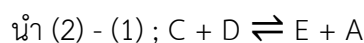
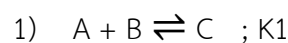
$$K_{\text{ใหม่}} = K_{\text{ย่อย1}} \times K_{\text{ย่อย2}} \times K_{\text{ย่อย3}} \times \dots$$



$$K' = K_1 \times K_2 = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2[O_2]} \times \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2}$$

$$K' = \frac{[N_2O_4]}{[NO]^2[O_2]}$$

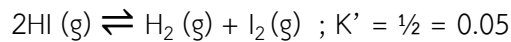
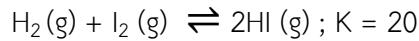
1.2) ถ้านำสมการมาลบกันต้องนำค่าคงที่สมดุลมาหารกัน



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

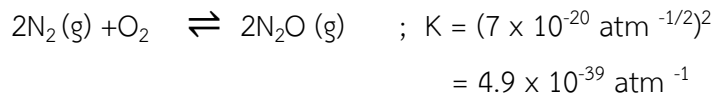
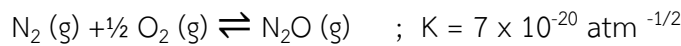
1.3) ถ้ากลับข้างสมการค่าคงที่สมดุลใหม่จะเป็นส่วนกลับกับค่าคงที่สมดุลเดิม

$$K_{\text{ใหม่}} = 1/K_{\text{เดิม}}$$



1..4) ถ้านำค่าคงที่ n มาคูณสมการ ค่าคงที่สมดุลใหม่จะเท่ากับค่าคงที่สมดุลเดิมยกกำลัง n

$$K_{\text{ใหม่}} = (K_{\text{เดิม}})^n$$



หลักการคำนวณโจทย์ประเภทนี้

- (1) ถ้าสารที่ต้องการอยู่คนละข้างกับที่สมการกำหนดให้ ต้องมีการกลับข้างสมการ
- (2) ถ้าปริมาณสารที่ต้องการน้อยกว่าปริมาณสารที่กำหนดให้ตามสมการ ต้องมีการนำค่าคงที่มา

คูณสมการ

- (3) สารที่ไม่ต้องการแต่โจทย์ให้มาในสมการที่กำหนดให้มักจะตัดกันหมดไป
- (4) ต้องอาศัยการสังเกตและลองทำดูก่อน ถ้าไม่ได้ก็เปลี่ยนวิธีคิด

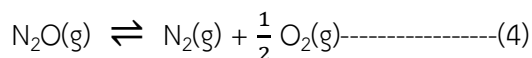
ตัวอย่างที่ 8.5 กำหนดให้ค่าคงที่สมดุลที่ 25 องศาเซลเซียส ของปฏิกิริยาต่อไปนี้



จงคำนวณหาค่าคงที่สมดุลที่ 25 องศาเซลเซียส ของปฏิกิริยา

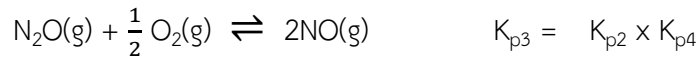


วิธีทำ จากโจทย์เพื่อให้ได้สมการที่ (3) จะต้องกลับสมการที่ (1) เพื่อให้ได้ N_2O เป็นตัวทำปฏิกิริยา ดังนั้น ค่าคงที่สมดุลของสมการใหม่จะเป็นส่วนกลับของค่าคงที่สมดุลของสมการเดิม



$$K_{p4} = \frac{1}{K_{p1}} = \frac{1}{7.1 \times 10^{-19}} = 1.4 \times 10^{18}$$

จากนั้นรวมสมการที่ (2) และ (4) จะได้สมการที่ (3) ค่าคงที่สมดุลรวม K_{p3} จะเท่ากับ $K_{p2} \times K_{p4}$



$$K_{p3} = (4.2 \times 10^{-31})(1.4 \times 10^{18}) = 5.9 \times 10^{-13}$$

ตัวอย่างที่ 8.6 เมื่อบรรจุ HI 0.001 โมล ในภาชนะขนาด 1.00 ลิตร ที่ 520 องศาเซลเซียส HI จะเกิดการสลายตัวให้ H₂ และ I₂ ถ้าความเข้มข้นที่ภาวะสมดุลของ H₂ เป็น 0.010 M

ก. ความเข้มข้นที่ภาวะสมดุลของ I₂ และ HI เป็นเท่าไร

ข. จงคำนวณ K_c ที่ 520 องศาเซลเซียสของปฏิกิริยา $2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$

วิธีทำ ก. จากสมการเมื่อ HI จำนวน 2 โมล เกิดการสลายตัวทำให้ทราบว่าความเข้มข้นของ H₂ และ I₂ จะเพิ่มขึ้นในปริมาณที่เท่าๆ กัน

$$[\text{I}_2] = [\text{H}_2] = 0.010 \text{ M}$$

ถ้าเกิด H₂ 1 โมล HI จะต้องสลายตัวไป 2 โมล ดังนั้นความเข้มข้นของ HI ที่ลดลงจึงเป็นสองเท่าของความเข้มข้นของ H₂ ที่เพิ่มขึ้น

การเปลี่ยนแปลง	2HI(g)	\rightleftharpoons	H ₂ (g)	+	I ₂ (g)
เริ่มต้น(M)	0.100		0		0
เปลี่ยนแปลง(M)	-0.200		+0.100		+0.100
สมดุล(M)	0.080		0.010		0.010

ข. K_c ที่ 520 องศาเซลเซียส ของปฏิกิริยา $2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$

$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{[0.010][0.010]}{[0.080]^2} = 0.016$$

2) หลักการคำนวณเกี่ยวกับค่าคงที่สมดุล

เราสามารถนำความเข้มข้นของสารต่าง ๆ ที่ภาวะสมดุลไปคำนวณหาค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาและในทางกลับกันถ้าเราทราบค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาก็สามารถนำมาคำนวณหาความเข้มข้นของสารต่างๆ

หลักการคำนวณเกี่ยวกับค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยา

2.1) เขียนสมการแสดงปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น พร้อมทั้งดุลสมการให้เรียบร้อย

2.2) เขียนสมการแสดงค่าคงที่สมดุลจากสมการที่ดุลแล้วในข้อ 2.1)

2.3) หาความเข้มข้นของสารแต่ละชนิดที่ภาวะสมดุล โดยทั่วไปมี 2 กรณี คือ

(1) ถ้าโจทย์กำหนดความเข้มข้นของสารที่ต้องใช้ในการคำนวณมาให้ไม่ครบทุกสาร ให้คำนวณหาความเข้มข้นของสาร 3 ขั้นตอน คือ

(1.1) หาความเข้มข้นเริ่มต้นก่อนเกิดปฏิกิริยา โจทย์อาจกำหนดความเข้มข้นในหน่วย mol /dm³ มาให้โดยตรงหรืออาจให้จำนวนโมลสารและปริมาตรของภาชนะมา ถ้าไม่กำหนดความเข้มข้นมาให้โดยตรงต้องนำจำนวนโมลสารหารด้วยปริมาตรภาชนะในหน่วย dm³ จะได้ความเข้มข้นออกมาเป็นหน่วย mol/dm³

(1.2) หาความเข้มข้นของสารที่เปลี่ยนแปลงไป (อาจเพิ่มขึ้นหรือลดลง) ต้องสัมพันธ์กับจำนวนโมลในสมการที่ดุลแล้ว

(1.3) หาความเข้มข้นที่ภาวะสมดุล ซึ่งทำได้โดยนำข้อ (1) + ข้อ (2)

หมายเหตุ ความเข้มข้นของสารต้องคำนวณในหน่วยโมลต่อลิตร (mol/dm³) หรือ โมลต่อลูกบาศก์เดซิเมตรเสมอ แต่ถ้าสารอยู่ในสถานะแก๊สอาจคำนวณในหน่วยของความดันเป็นบรรยากาศ (atm) ก็ได้

(2) ถ้าโจทย์กำหนดความเข้มข้นของสารที่ภาวะสมดุลมาให้ครบทุกสาร แล้วมีการรบกวนภาวะสมดุลของสารในระบบโดยการเพิ่มหรือลดความเข้มข้นของสารตัวใดตัวหนึ่ง ให้คำนวณหาความเข้มข้นของสารทั้งหมด 4 ขั้นตอนคือ

(2.1) ความเข้มข้นของสารที่ภาวะสมดุลเดิมก่อนถูกรบกวน ซึ่งโจทย์กำหนดมาให้

(2.2) ความเข้มข้นของสารที่เพิ่มขึ้นจากการเติมลงไป หรือความเข้มข้นของสารที่ลดลงจากการถูกดึงออกจากระบบ

(2.3) ความเข้มข้นของสารที่เปลี่ยนไปโดยอาศัยหลักการของเลอชาเตอลิเอร์ สารที่เกิดเพิ่มขึ้นจะใส่เครื่องหมาย (+) นำหน้า สารที่ลดลงจะใส่เครื่องหมาย (-) นำหน้า

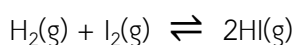
(2.4) ความเข้มข้นของสารที่ภาวะสมดุลใหม่หลังจากระบบเกิดการปรับตัวเรียบร้อยแล้ว โดยในการคำนวณ

2.4) นำความเข้มข้นของสารแต่ละชนิดที่ภาวะสมดุลมาแทนค่าในสมการที่หาได้จาก 2.2)

2.5) แก้สมการหาค่าของตัวแปรตามที่โจทย์ถาม ซึ่งโดยทั่วไปอาจทำได้ 3 วิธีคือ ทำกำลังสองสมบูรณ์ แยกตัวประกอบ หรือจัดสมการให้อยู่ในรูปมาตรฐานของสมการกำลังสอง คือ $ax^2 + bx + c = 0$ แล้ว คำนวณหาค่า x โดยใช้สูตร

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

ตัวอย่างที่ 8.7 ของผสมที่ประกอบด้วย H_2 0.50 โมล และ I_2 0.50 โมล บรรจุอยู่ในภาชนะเหล็กกล้าไร้สนิมขนาด 1 ลิตร ที่อุณหภูมิ 450 องศาเซลเซียส เกิดปฏิกิริยา



มีค่า K_c เท่ากับ 54.3 จงหาความเข้มข้นของ H_2 , I_2 และ HI ในสภาวะสมดุล

วิธีทำ

	$H_2(g)$	+	$I_2(g)$	\rightleftharpoons	$2HI(g)$
เริ่มต้น	0.500		0.500		0
เปลี่ยนไป	-X		-X		+2X
สมดุล	$0.500 - X$		$0.500 - X$		$2X$

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

$$54.3 = \frac{(2X)^2}{(0.50 - X)(0.50 - X)}$$

แก้สมการกำลังสอง

$$7.37 = \frac{2X}{(0.50 - X)}$$

$$X = 0.393$$

$$\therefore [H_2] = (0.50 - 0.393) = 0.107 \text{ M}$$

$$[I_2] = (0.50 - 0.393) = 0.107 \text{ M}$$

$$[HI] = 2 \times 0.393 = 0.796 \text{ M}$$

3) ประโยชน์ของค่าคงที่สมดุล

ค่าคงที่สมดุลใช้บอกให้ทราบว่าปฏิกิริยาสามารถดำเนินไปได้มากน้อยเพียงไร นอกจากนี้ยังใช้ทำนายทิศทางการเกิดปฏิกิริยาและใช้คำนวณความเข้มข้นของตัวทำปฏิกิริยาและผลิตภัณฑ์ที่ภาวะสมดุลได้ด้วย

ถ้าค่า K หรือ K_c ของปฏิกิริยามากแสดงว่าผลคูณผลิตภัณฑ์มากกว่าผลคูณของสารตั้งต้นที่เหลือหรือผลิตภัณฑ์เกิดมาก การดำเนินไปของปฏิกิริยาไปข้างหน้าได้มากและถือว่าปฏิกิริยานั้นเกิดอย่างสมบูรณ์

ถ้าค่า K หรือ K_c ของปฏิกิริยาน้อยแสดงว่าผลคูณผลิตภัณฑ์น้อยกว่าผลคูณของสารตั้งต้นที่เหลือหรือผลิตภัณฑ์เกิดน้อย การดำเนินไปของปฏิกิริยาไปข้างหน้าได้น้อยและถือว่าปฏิกิริยานั้นไม่เกิด

ดังนั้น จึงสามารถสรุปหลักในการพิจารณาได้ดังนี้

ถ้า $K_c > 10^3$ เกิดสารผลิตภัณฑ์ได้มากกว่าสารตั้งต้น (ปฏิกิริยาดำเนินไปข้างหน้าได้มาก)

ถ้า $K_c < 10^{-3}$ เกิดสารผลิตภัณฑ์ได้น้อยกว่าสารตั้งต้น (ปฏิกิริยาดำเนินไปข้างหน้าได้น้อย)

ถ้า $10^{-3} < K_c < 10^3$ ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์กับสารตั้งต้นมีค่าใกล้เคียงกัน

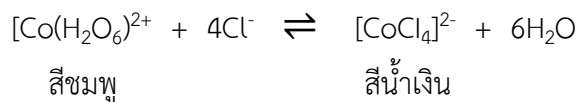
8.4 หลักของเลอชาเตอลีเยร์

ในปี ค.ศ.1884 เลอ ชาเตอลีเยร์ (Henry Louis Le Chatelier) นักเคมีอุตสาหกรรมชาวฝรั่งเศสได้ศึกษาข้อมูลเกี่ยวกับผลกระทบต่อสมดุลเคมีของปฏิกิริยาเคมีและสรุปเป็นหลักการเพื่อใช้ทำนายทิศทางของการเกิดปฏิกิริยา ดังนี้ “เมื่อระบบที่อยู่ในภาวะสมดุลถูกรบกวนจากปัจจัยภายนอก ซึ่งจะส่งผลให้สมดุลของระบบเสียไประบบจะพยายามปรับตัวไปในทิศทางที่จะทำให้ปัจจัยที่รบกวนนั้นลดลงเหลือน้อยที่สุด แล้วระบบจะกลับเข้าสู่ภาวะสมดุลใหม่อีกครั้ง” ปัจจัยภายนอกที่รบกวนภาวะสมดุลของระบบได้แก่ ปัจจัยความเข้มข้น ความดัน อุณหภูมิ และตัวเร่งปฏิกิริยา

1) ความเข้มข้น (Concentration)

การทดลองเกี่ยวกับผลการเปลี่ยนความเข้มข้นที่มีต่อภาวะสมดุล

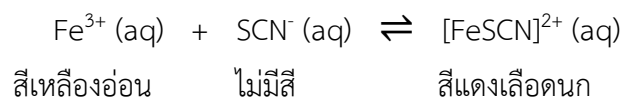
การทดลองที่ 1 เมื่อเติมสารละลาย NaCl ลงในสารละลาย $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ จะเกิดภาวะสมดุลดังสมการ



- ถ้าเติมสารละลาย NaCl ลงไปจะเกิดการแตกตัวให้ Na^+ และ Cl^- เท่ากับเป็นการเพิ่มปริมาณ Cl^- ระบบจึงเกิดการปรับตัวให้เข้าสู่ภาวะสมดุลใหม่ โดยการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้ามากขึ้นเพื่อลดปริมาณ Cl^- ที่เติมลงไป ทำให้สารละลายมีสีน้ำเงินเข้มมากขึ้น เพราะความเข้มข้นของ $\text{[CoCl}_4\text{]}^{2-}$ เพิ่มขึ้น ส่วนความเข้มข้นของ $\text{[Co(H}_2\text{O)}_6\text{]}^{2+}$ และ Cl^- ลดลง

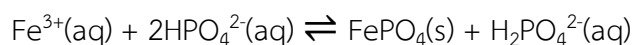
- ถ้าเติมน้ำกลั่นลงไป ในสารละลาย สมดุลจะปรับตัวโดยการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับมากขึ้น ความเข้มข้นของสีน้ำเงินจึงลดลง เพราะความเข้มข้นของ $\text{[CoCl}_4\text{]}^{2-}$ ลดลง ส่วนความเข้มข้นของ $\text{[Co(H}_2\text{O)}_6\text{]}^{2+}$ และ Cl^- จะเพิ่มขึ้น

การทดลองที่ 2 เมื่อผสมสารละลายของ $\text{Fe(NO}_3\text{)}_3$ กับสารละลายของ NH_4SCN เข้าด้วยกันจะเกิดปฏิกิริยาและสภาวะสมดุล ดังสมการ



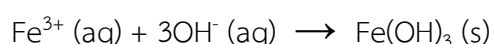
- ถ้าเติม NH_4SCN ลงไปในสารละลายจะเกิดการแตกตัวเป็น NH_4^+ และ SCN^- ทำให้เกิดการเพิ่มความเข้มข้น SCN^- ระบบจึงเกิดการปรับตัวโดยการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้ามากขึ้น เพื่อลดปริมาณ SCN^- ที่เติมลงไป ทำให้สารละลายมีสีแดงเข้มเพิ่มขึ้น เพราะความเข้มข้นของ [FeSCN]^{2+} เพิ่มขึ้น แต่ความเข้มข้นของ Fe^{3+} และ SCN^- จะลดลง

- ถ้าเติมสารละลายของ Na_2HPO_4 ลงไปจะเกิดตะกอนสีขาวขึ้น ซึ่งเป็นตะกอนของ FePO_4 เพราะ Na_2HPO_4 แตกเพราะ Na_2HPO_4 แตกตัวให้ 2Na^+ และ HPO_4^{2-} ดังสมการ



สมดุลจึงปรับตัวโดยการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับมากขึ้น ทำให้สีแดงเลือดนกของสารละลายจางลง เพราะความเข้มข้นของ $[\text{FeSCN}]^{2+}$ ลดลง ส่วนความเข้มข้นของ Fe^{3+} และ SCN^- จะเพิ่มขึ้น

- ถ้าเติม NaOH ลงไปจะทำให้เกิดตะกอนสีน้ำตาลของ $\text{Fe}(\text{OH})_3$ เพราะ NaOH จะแตกตัวให้ Na^+ และ OH^- แล้วเกิดปฏิกิริยาดังสมการ



เท่ากับเป็นการลด Fe^{3+} ระบบจึงปรับตัวโดยการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับมากขึ้น ทำให้สารละลายมีสีแดงจางลง เพราะความเข้มข้นของ $[\text{FeSCN}]^{2+}$ ลดลง ส่วนความเข้มข้นของ Fe^{3+} และ SCN^- จะเพิ่มขึ้น

- ถ้าเติมสารละลาย $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ลงไปจะเกิดการแตกตัวให้ Fe^{3+} และ 3NO_3^- เท่ากับเป็นการเพิ่มความเข้มข้นของ Fe^{3+} ระบบจึงเกิดการปรับตัวโดยการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้ามากขึ้น เพื่อเป็นการลด Fe^{3+} ที่เติมลงไป ทำให้สารละลายมีสีแดงเข้มขึ้นเพราะความเข้มข้นของ $[\text{FeSCN}]^{2+}$ เพิ่มขึ้น ส่วนความเข้มข้นของ Fe^{3+} และ SCN^- ลดลง

สรุป

ถ้าเพิ่มความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์ สมดุลจะปรับตัว โดยเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับมากขึ้น

ถ้าลดความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์ สมดุลจะปรับตัว โดยเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้ามากขึ้น

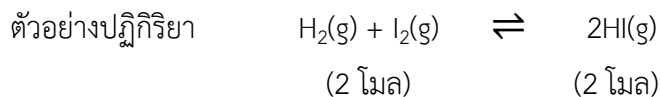
ถ้าเพิ่มความเข้มข้นของสารตั้งต้น สมดุลจะปรับตัว โดยเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้ามากขึ้น

ถ้าลดความเข้มข้นของสารตั้งต้น สมดุลจะปรับตัว โดยเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับมากขึ้น

2) ความดัน (Pressure)

การเปลี่ยนแปลงความดันจะมีผลรบกวนปฏิกิริยาที่สารทั้งหมดอยู่ในสถานะแก๊สเท่านั้น เมื่อสารตั้งต้น (สถานะแก๊ส) ทำปฏิกิริยากันแล้วเกิดเป็นสารผลิตภัณฑ์ (สถานะแก๊ส) จนกระทั่งปฏิกิริยาดำเนินไปเข้าสู่สมดุล หากมีการรบกวนระบบโดยทำให้ความดันของสารตั้งต้นหรือสารผลิตภัณฑ์เปลี่ยนแปลงไปจะส่งผลต่อค่าคงที่สมดุล ระบบจำเป็นต้องลดตัวรบกวนตามหลักเลอชาเตอลิเยร์ในการพิจารณาทิศทางสมดุลที่มีปัจจัยความดันภายนอกเป็นตัวรบกวนระบบ จะต้องพิจารณาจำนวนโมลของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ ซึ่งจะแยกพิจารณาได้ 2 กรณี (วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ, 2558) ดังนี้

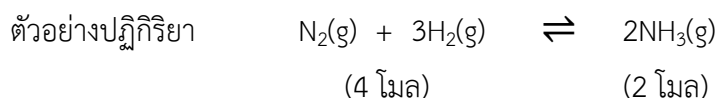
กรณีที่ 1 ผลรวมของเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของสารตั้งต้นเท่ากับผลรวมเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของสารผลิตภัณฑ์ ($\Delta n=0$) การเปลี่ยนแปลงความดันภายนอก จะไม่มีผลต่อภาวะสมดุลไม่ว่าจะเพิ่มหรือลดความดัน ระบบจะไม่มีเปลี่ยนแปลงใดๆ ทั้งสิ้น



กรณีที่ 2 ผลรวมของเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของสารตั้งต้นไม่เท่ากับผลรวมเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของสารผลิตภัณฑ์ ($\Delta n \neq 0$) ภาวะสมดุลที่เป็นผลจากการเปลี่ยนแปลงความดัน เป็นดังนี้

(1) ถ้าเพิ่มความดันของระบบ ระบบจะปรับตัวไปในทางที่จะลดความดันของตัวเอง โดยการลดจำนวนโมลของแก๊ส คือเกิดปฏิกิริยาจากด้านที่มีจำนวนโมลมากไปยังด้านที่มีจำนวนโมลน้อย แล้วเข้าสู่ภาวะสมดุลใหม่

(2) ถ้าลดความดันของระบบ ระบบจะปรับตัวไปในทางที่จะเพิ่มความดันของตัวเอง โดยการเพิ่มจำนวนโมลของแก๊ส คือเกิดปฏิกิริยาจากด้านที่มีจำนวนโมลน้อยไปยังด้านที่มีจำนวนโมลมาก แล้วเข้าสู่ภาวะสมดุลใหม่



ถ้าเพิ่มความดัน (ปริมาตรลด) ปฏิกิริยาจะดำเนินจากซ้ายไปขวาแต่ถ้าลดความดัน (ปริมาตรเพิ่ม) ปฏิกิริยาจะดำเนินที่จากขวาไปซ้าย

สรุป ถ้าลดความดันระบบจะปรับตัวไปในทิศทางที่มีจำนวนโมลรวมของแก๊สเพิ่มขึ้น
ถ้าเพิ่มความดันระบบจะปรับตัวไปในทิศทางที่มีจำนวนโมลรวมของแก๊สลดลง

3) อุณหภูมิ (Temperature)

การเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิจะทำให้ค่าคงที่สมดุลเปลี่ยน ซึ่งการอธิบายผลของการเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิต่อสมดุลจะทำได้ง่ายขึ้นถ้าถือว่าความร้อนเป็นตัวทำปฏิกิริยาหรือเป็นผลิตภัณฑ์ของปฏิกิริยา (มุลนิธิ สอวน., 2557) การทำให้ระบบปรับตัวเข้าสู่สมดุลใหม่ และค่าคงที่สมดุลเปลี่ยนไป โดยขึ้นอยู่กับชนิดของปฏิกิริยา ดังนี้

(1) ปฏิกิริยาไปข้างหน้าคายความร้อน (Exothermic reaction)

การเพิ่มอุณหภูมิให้กับระบบที่คายความร้อน เปรียบเสมือนกับการเติมความร้อนซึ่งเป็นผลิตภัณฑ์ชนิดหนึ่งของปฏิกิริยา ตามหลักของเลอชาเตอริเยร์ ปฏิกิริยาจะดำเนินไปในทิศทางที่ย้อนกลับ (ดูดความร้อน) และทำให้ค่าคงที่สมดุลลดลง เช่น ปฏิกิริยาระหว่าง N_2 และ H_2 ได้เป็น NH_3

ตารางที่ 8.3 ผลของอุณหภูมิต่อค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาการสลายตัวของ N_2O_4

อุณหภูมิ ($^{\circ}C$)	K_c	K_p
0	4.2×10^{-4}	1.3×10^{-2}
25	3.5×10^{-3}	1.1×10^{-1}
50	2.1×10^{-2}	6.3×10^{-1}
75	9.6×10^{-2}	2.9×10^0
100	3.6×10^{-1}	1.1×10^1

ที่มา : มุลนิธิ สอวน., 2557

ในทางตรงกันข้าม การลดอุณหภูมิจะทำให้สมดุลเลื่อนมาทางซ้าย ความเข้มข้นของ NO_2 จะลดลง ส่วนความเข้มข้นของ N_2O_4 จะเพิ่มขึ้น

สรุป

การเพิ่มอุณหภูมิจะทำให้สมดุลเปลี่ยนไปในทิศทางที่ทำให้เกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า

- ความเข้มข้นของสารตั้งต้นลดลง
- ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์เพิ่มขึ้น

การลดอุณหภูมิจะทำให้สมดุลเปลี่ยนไป ในทิศทางที่ทำให้เกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ

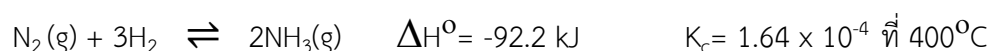
- ความเข้มข้นของสารตั้งต้นเพิ่มขึ้น
- ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์ลดลง

4) ตัวเร่งปฏิกิริยา

การเติมตัวเร่งปฏิกิริยาลงในระบบจะเพิ่มอัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าและอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับได้เท่าๆ กัน ดังนั้น อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าเท่ากับอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับเช่นเดิม นั่นคือระบบยังคงอยู่ในภาวะสมดุลและสรุปได้ว่าการเติมตัวเร่งปฏิกิริยาจึงทำให้ระบบเข้าสู่ภาวะสมดุลได้เร็วขึ้นโดยไม่มีผลต่อภาวะสมดุล (มุลนิธิ สอวน., 2557)

8.5 การใช้หลักของเลอชาเตอริเยร์ในอุตสาหกรรม

พิจารณาปฏิกิริยาการเกิดแอมโมเนียจากแก๊สไนโตรเจนและไฮโดรเจน ซึ่งเป็นกระบวนการผันกลับได้



จากหลักของเลอชาเตอริเยร์จะเห็นว่าผลของแอมโมเนียจะเพิ่มขึ้นถ้าเพิ่มความเข้มข้นของ N_2 หรือ H_2 หรือลดความเข้มข้นของ NH_3 (จุดเดือด -33 องศาเซลเซียส) ที่เกิดขึ้นโดยการทำให้เป็นของเหลว ทำให้เกิดเป็นแก๊สแอมโมเนียมากขึ้น (มุลนิธิ สอวน., 2557)

จากสมการปฏิกิริยาการเกิดแอมโมเนียนั้นให้ได้ 4 โมลนั้น จะสามารถทำได้ที่ความดันสูงซึ่งมีค่าใช้จ่ายสูงมาก ดังนั้นในปี ค.ศ. 1909 นักเคมีชาวเยอรมันชื่อ ฟริตซ์ ฮาเบอร์ (Fritz Haber) ค้นพบว่าสภาวะที่เหมาะสมในการผลิตแอมโมเนียจากแก๊สไนโตรเจนและไฮโดรเจนคือ ที่อุณหภูมิ 400-500 องศาเซลเซียส ความดัน 130-300 บรรยากาศ และใช้เหล็กผสมกับออกไซด์ของเหล็กเป็นตัวเร่งปฏิกิริยา จึงเรียกกระบวนการสังเคราะห์แอมโมเนียว่า “กระบวนการฮาเบอร์ (Haber process)”

การผลิตแอมโมเนียในอุตสาหกรรมทำได้โดยผสมแก๊สไนโตรเจนและไฮโดรเจนด้วยอัตราส่วน 1: 3 ให้ความร้อนจนมีอุณหภูมิสูงถึง 400-500 องศาเซลเซียส และอัดจนมีความดันประมาณ 1,000 บรรยากาศ (อุณหภูมิและความดันสามารถปรับได้) แล้วผ่านแก๊สผสมไปยังเครื่องเตาปฏิกรณ์ที่มีเหล็กเป็นตัวเร่งปฏิกิริยา แก๊สไนโตรเจนและไฮโดรเจนประมาณร้อยละ 10-20 จะทำปฏิกิริยากันเกิดเป็นแอมโมเนีย และเมื่อทำให้แก๊สผสมที่ได้เย็นตัวลงอย่างรวดเร็วในเครื่องควบแน่น แอมโมเนียจะกลายเป็นของเหลวผ่านเข้าสู่ถังเก็บซึ่งช่วยให้ปฏิกิริยาดำเนินไปข้างหน้าโดยไม่เข้าสู่ภาวะสมดุล ส่วนแก๊สไนโตรเจนและไฮโดรเจนที่เหลือจะถูกนำกลับมาที่เตาเครื่องปฏิกรณ์อีกครั้งเพื่อให้เกิดปฏิกิริยาซ้ำ

ที่อุณหภูมิห้องและความดันปกติแอมโมเนียจะไม่มีสีและละลายน้ำได้ดี ส่วนใหญ่แอมโมเนียนำไปใช้ในการผลิตปุ๋ย กรดไนตริก การผลิตวัตถุระเบิด เส้นใยพลาสติก ใช้เป็นสารทำความสะอาดในโรงงานทำน้ำแข็ง อุตสาหกรรมการผลิตยา อุตสาหกรรมเยื่อกระดาษ อุตสาหกรรมปิโตรเลียมและน้ำยาเซ็ดกระຈกเป็นต้น

8.6 บทปฏิบัติการที่ 8 เรื่อง สมดุลเคมี

บทปฏิบัติการที่ 8 สมดุลเคมี

วัตถุประสงค์

1. เพื่อทำการทดลองและศึกษาภาวะสมดุลของปฏิกิริยาเคมี
2. เพื่อศึกษาปัจจัยต่างๆที่มีผลกระทบต่อภาวะสมดุล
3. สามารถใช้หลัก Le Chatelier ทำนายการปรับตัวสู่ภาวะสมดุลใหม่ของระบบเมื่อระบบถูกรบกวนด้านปัจจัยต่างๆ

หลักการ

ปฏิกิริยาเคมีอาจแบ่งอย่างกว้างๆ ออกเป็น 2 ประเภท คือ

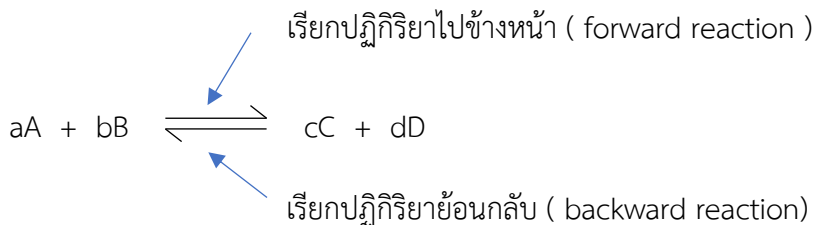
1. ปฏิกิริยาผันกลับไม่ได้ (Irreversible reaction) คือปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น และดำเนินไปจนกระทั่งสารตั้งต้นตัวใดตัวหนึ่งถูกใช้หมดไปปฏิกิริยาจะสิ้นสุดลง สารผลิตภัณฑ์ไม่สามารถเปลี่ยนกลับมาเป็นสารตั้งต้นได้อีก เขียนแทนด้วยสมการดังนี้



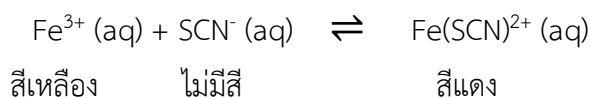
ตัวอย่างเช่น การเผาไหม้น้ำตาลจนเป็นคาร์บอนไดออกไซด์ คาร์บอนไดออกไซด์จะไม่เปลี่ยนกลับเป็นน้ำตาลได้ ดังปฏิกิริยา

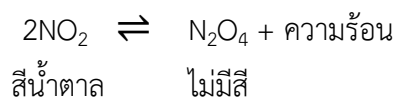


2. ปฏิกิริยาผันกลับได้ (Reversible reaction) คือ ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นแล้วสารผลิตภัณฑ์สามารถเปลี่ยนกลับไปเป็นสารตั้งต้นได้อีกเขียนแทนด้วยสมการได้ ดังนี้



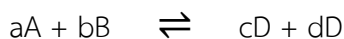
ตัวอย่าง





เมื่อเริ่มต้นเกิดปฏิกิริยา ความเข้มข้นของสารตั้งต้นยังมีมาก อัตราเร็วของปฏิกิริยาไปข้างหน้าจะสูงแล้วค่อยๆ ลดลงเมื่อเวลาผ่านไปเนื่องจากความเข้มข้นของสารตั้งต้นลดลงนั่นเอง ขณะเดียวกันความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์จะค่อยๆ เพิ่มขึ้น อัตราเร็วของปฏิกิริยาย้อนกลับค่อยๆ เพิ่มขึ้น จนถึงจุดหนึ่งที่อัตราเร็วของปฏิกิริยาไปข้างหน้าเท่ากับอัตราเร็วของปฏิกิริยาย้อนกลับ เรียกภาวะเช่นนี้ว่า เกิดสมดุลเคมีขึ้น

สมดุลเคมีเป็นสมดุลที่ไม่หยุดนิ่ง ปฏิกิริยายังคงดำเนินไปข้างหน้าและย้อนกลับอยู่ตลอดเวลาด้วยอัตราเร็วเท่ากัน เรียกสมดุลนี้ว่า “สมดุลไดนามิก” ความเข้มข้นของสารทุกชนิดที่ภาวะสมดุลจะคงที่ตลอดเวลาเมื่ออยู่ในระบบสมดุล ความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นของสารทั้งหมดสามารถเขียนความสัมพันธ์ได้ดังสมการ



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

ที่อุณหภูมิคงที่ค่า K จะคงที่เสมอ ค่า K จะเปลี่ยนก็ต่อเมื่ออุณหภูมิของระบบเปลี่ยนไปเท่านั้น การเปลี่ยนแปลงสภาวะแวดล้อมของระบบ เช่น ความดัน ความเข้มข้น ซึ่งอาจจะมีผลกระทบต่อภาวะสมดุลของระบบได้ แต่ค่า K ยังเท่าเดิม

จากหลักของ Le Chatelier “เมื่อระบบที่อยู่ในภาวะสมดุลถูกรบกวน สมดุลของระบบก็จะเสียไป ระบบจึงมีการปรับตัวไปในทิศทางที่จะทำให้ปัจจัยที่รบกวนนั้นลดลง เพื่อให้ระบบเข้าสู่ภาวะสมดุลอีกครั้งหนึ่ง”

ระบบที่อยู่ในภาวะสมดุล ถ้ามีการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารหนึ่งสารใด ภาวะสมดุลของระบบ จะเกิดการเปลี่ยนแปลงเพื่อลดผลของการรบกวนนั้นและปรับเข้าสู่ภาวะสมดุลอีกครั้ง โดยการเปลี่ยนแปลงข้างหน้าที่เพิ่มผลิตภัณฑ์ (ลดสารตั้งต้น) หรืออาจเปลี่ยนแปลงย้อนกลับเพื่อลดปริมาณผลิตภัณฑ์ (สารตั้งต้น) ในทำนองเดียวกัน เมื่อมีการเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิ หรือเปลี่ยนแปลงความดันของระบบ ระบบก็จะมี การปรับตัวเพื่อรักษาสมดุลโดยจะปรับตัวไปในทิศทาง เพื่อลดปัจจัยที่รบกวนสมดุลของระบบ จะเห็นว่าหลักของ Le Chatelier สามารถใช้ทำนายทิศทางของปฏิกิริยาเมื่อสมดุลถูกรบกวนได้ ซึ่งจะเป็นประโยชน์อย่างยิ่งในการเพิ่มผลผลิตในกระบวนการอุตสาหกรรม

การทดลอง

อุปกรณ์

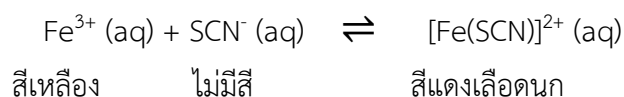
1. หลอดทดลอง 6 หลอด พร้อมที่วางหลอด
2. ปีกเกอร์ขนาด 50 ลูกบาศก์เซนติเมตร และขนาด 250 ลูกบาศก์เซนติเมตร อย่างละ 2 ใบ
3. ขวดรูปชมพู่ขนาด 250 ลูกบาศก์เซนติเมตร พร้อมจุก 2 ชุด
4. กระจกตวงขนาด 10 ลูกบาศก์เซนติเมตร
5. แท่งแก้วคนสาร
6. แผ่นความร้อน (hot plate)

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. สารละลายอิ่มตัวของ bismuth chloride (BiCl₃)
10. Hydrochloride acid (Conc. HCl)
11. 0.4 M Cobalt chloride (0.4 M CoCl₂) หรือ 0.4 M Cobalt nitrate (0.4 M Co(NO₃)₂)
12. น้ำแข็ง

วิธีการทดลอง

1.1 สมดุลของไอออนเชิงซ้อน [Fe(SCN)]²⁺



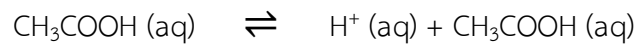
นำการทดลอง 2 หลอด ใส่ น้ำกลั่น ลงไป หลอดละ 10 ลูกบาศก์เซนติเมตร หลอดที่ 1 เติม สารละลาย 0.1 M FeCl₃ 3 ลูกบาศก์เซนติเมตร หลอดที่สองเติมสารละลาย 0.1 M NH₄SCN 5 หยด ผสม สารละลายทั้งสองหลอดเข้าด้วยกันในปีกเกอร์ขนาด 50 ลูกบาศก์เซนติเมตร ทิ้งไว้จนเข้าสู่ภาวะสมดุล แบ่งสารละลายที่เกิดขึ้นแบ่งออกเป็น 4 หลอด หลอดละเท่ากัน

หลอดที่ 1 เก็บไว้สำหรับเปรียบเทียบกับสี (blank)

หลอดที่ 2 เติมสารละลาย 0.1 M FeCl₃ 3 หยด เขย่า สังเกตการณ์เปลี่ยนแปลง

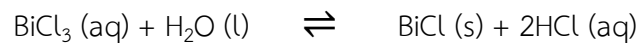
หลอดที่ 3 เติมสารละลาย 0.1 M NH_4SCN 3 หยด เขย่า สังเกตการณ์เปลี่ยนแปลง
หลอดที่ 4 ค่อยๆ เติมผง NH_4Cl 0.1-0.3 กรัม เขย่า สังเกตการณ์เปลี่ยนแปลง
เปรียบเทียบสีของสารละลายในหลอดทดลองทั้ง 4 หลอด บันทึกผล อธิบายการเปลี่ยนแปลงตามหลักของ
Le Chatelier

1.2 สมดุลของ CH_3COOH



นำหลอดทดลอง 2 หลอด ใส่ 0.1 M CH_3COOH หลอดละ 2 ลูกบาศก์เซนติเมตร เติม methyl
orange หลอดละ 2 หยด เขย่า บันทึกสีของสารละลายทิ้งไว้จนเข้าสู่ภาวะสมดุล
หลอดที่ 1 เติม CH_3COONa ช้อนเล็กๆ ลงไป เขย่าให้ละเอียด บันทึกผล
หลอดที่ 2 เติม 6 M NaOH 2 หยด เขย่า บันทึกสีของสารละลาย

1.3 สมดุลของ BiCl_3 ในน้ำ



ใส่สารละลาย BiCl_3 2 ลูกบาศก์เซนติเมตร ในหลอดทดลอง แล้วเติมน้ำกลั่น 2 ลูกบาศก์
เซนติเมตร ทิ้งไว้จนเข้าสู่สมดุล สังเกตผลแบ่งสารออกเป็น 2 หลอดเท่าๆ กัน
หลอดที่ 1 เติมน้ำกลั่น 5 ลูกบาศก์เซนติเมตร เขย่า สังเกตการณ์เปลี่ยนแปลง และบันทึกผล
หลอดที่ 2 เติม conc.HCl ทีละหยด จนครบ 2.5 ลูกบาศก์เซนติเมตร พร้อมคนสารละลาย และ
บันทึกผล

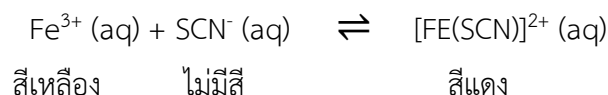
รายงานบทปฏิบัติการที่ 8
สมดุลเคมี

หมู่ที่.....วิชาเอก.....คณะ.....-
ทำการทดลองวันที่.....เดือน.....พ.ศ.เวลา.....-
ชื่ออาจารย์ผู้ควบคุมการทดลอง.....-
ผู้ทำการทดลอง.....รหัสนักศึกษา.....-
ผู้ร่วมทำการทดลอง.....รหัสนักศึกษา.....-
ผู้ร่วมทำการทดลอง.....รหัสนักศึกษา.....-

ผลการทดลอง

1.1 สมดุลของ $\text{Fe}(\text{SCN})^3$

จากสมการ



สารที่เติม	สีของสารละลาย	ทิศทางการปรับตัว
0.1 M FeCl_3		
0.1 M NH_4SCN		
$\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$		

1.2 สมดุลของ CH_3COOH

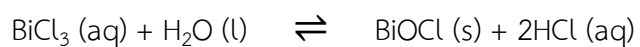
จากสมการ



สารที่เติม	สีของสารละลาย	ทิศทางการปรับตัว
Methyl orange		
$\text{CH}_3\text{COONa}(\text{s})$		
6 M NaOH		

1.3 สมดุลของ BiCl_3

จากสมการ



สารที่เติม	สีของสารละลาย	ทิศทางการปรับตัว
Methyl orange		
$\text{CH}_3\text{COONa}(\text{s})$		
6 M NaOH		

วิเคราะห์ผลการทดลองและสรุปผล

.....

.....

.....

.....

ข้อเสนอแนะ

.....

.....

.....

.....

.....

6.8 สรุป

สมดุลเคมี หมายถึง กระบวนการที่เกิดขึ้นด้วยอัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าเท่ากับเกิดย้อนกลับ และความเข้มข้นของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์มีค่าคงที่ค่าคงที่สำหรับแก๊ส (K_p) แสดงความสัมพันธ์ในรูปของความดันย่อย (ในหน่วย atm) ของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ที่สภาวะสมดุล

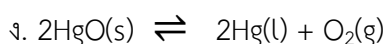
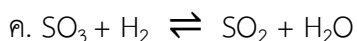
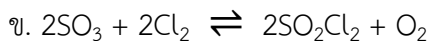
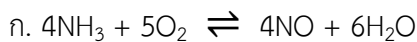
สมดุลเคมีที่ทางสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์มีสถานะเดียวกันคือสมดุลแบบเป็นเนื้อเดียวกันแต่ถ้าสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ไม่ได้มีสถานะเดียวกันหมายถึงสมดุลแบบไม่เป็นเนื้อเดียวกันความเข้มข้นของสารของแข็งบริสุทธิ์ของเหลวบริสุทธิ์และตัวถูกละลายถือได้ว่ามีค่าคงที่และไม่เขียนแสดงในการหาค่าคงที่สมดุล

หลักเกณฑ์ของเลอชาเตอลิเยร์กล่าวว่าถ้าสมดุลของระบบถูกรบกวนให้มีความเค้น (stress) มากขึ้นระบบจะปรับตัวในทิศทางที่จะทำให้ความเค้นนั้นลดลงความเค้นในที่นี้หมายถึงการเปลี่ยนแปลงของความดันอุณหภูมิความเข้มข้นและปริมาตร

การเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิมีผลต่อค่าคงที่สมดุลขณะที่การเปลี่ยนแปลงของความดันความเข้มข้นและปริมาตรไม่มีผลต่อค่าคงที่สมดุลแต่อาจมีผลต่อความเข้มข้นที่สภาวะสมดุลของทั้งสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์การเติมตัวเร่งปฏิกิริยาทำให้ลดเวลาในการเกิดปฏิกิริยาแต่ไม่มีผลต่อค่าคงที่สมดุล

6.9 แบบฝึกหัดท้ายบท

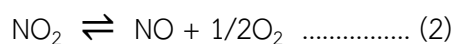
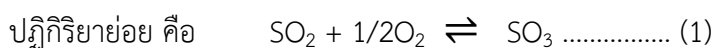
1. จงเขียนความสัมพันธ์ของค่าคงที่สมดุลและหน่วยของค่าคงที่สมดุลจากปฏิกิริยาต่อไปนี้



**ของแข็งและของเหลวที่บริสุทธิ์มีความเข้มข้นคงที่ให้นำความเข้มข้นไปรวมกับค่า K

2. จงเขียนความสัมพันธ์ค่าคงที่สมดุลจากปฏิกิริยาย่อยต่อไปนี้

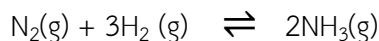
โดยกำหนดปฏิกิริยาหลักเป็น $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_3 + \text{NO}$



3. จงอธิบายหลักการของเลอชาเตอลิเยร์

4. จงบอกการใช้ประโยชน์จากหลักการของเลอชาเตอลิเยร์

6. จากปฏิกิริยาต่อไปนี้จงหาค่า K_c จากการทดลองผสมแก๊สไนโตรเจนและไฮโดรเจนในภาชนะปิด และทิ้งไว้จนเข้าสู่ภาวะสมดุลที่ 300 องศาเซลเซียส นำแก๊สผสมมาวิเคราะห์ พบว่าประกอบด้วย N_2 0.25 M H_2 0.15 M และ NH_3 0.090 M



7. จงบอกข้อดีของการศึกษาค่าคงที่สมดุล
8. จงอธิบายกระบวนการฮาเบอร์
9. ลักษณะกราฟของสมดุลมีกี่แบบอะไรบ้างจงอธิบาย

6.10 เอกสารอ้างอิง

บุหลัน คุ่มไพฑูรย์. (2560). เอกสารประกอบการสอน เรื่อง เคมีทั่วไป (General Chemistry). คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยราชภัฏอุดรธานี.

วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ. (2558). เคมีสำหรับวิศวกร. คณะวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี: มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร.

สุเทพ เทียนวรรณ. (2554). เคมีทั่วไป (General Chemistry). คณะวิทยาศาสตร์: มหาวิทยาลัยราชภัฏบุรีรัมย์.

โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์มูลนิธิ สวอน. 2557. เคมี 3. กรุงเทพฯ: บริษัทด้านสุทธา-การพิมพ์ จำกัด.

Allison Sout. (2017). 8.2: Chemical Equilibrium. Retrieved May 10, 2018, from Website: [https://chem.libretexts.org/LibreTexts/University_of_Kentucky/UK%3A CHE 103 - Chemistry for Allied Health \(Sout\)/Chapters/Chapter 8%3A Properties of Solutions/8.2%3A Chemical Equilibrium](https://chem.libretexts.org/LibreTexts/University_of_Kentucky/UK%3A_CHE_103_-_Chemistry_for_Allied_Health_(Sout)/Chapters/Chapter_8%3A_Properties_of_Solutions/8.2%3A_Chemical_Equilibrium).

Nic Ren.(2009). 7.1 Dynamic equilibrium & 7.2 The position of equilibrium. Retrieved May 10, 2018, from Website: <http://nic-ibchem.blogspot.com/2014/11/71-dynamic-equilibrium-72-position-of.html>.

Raymond Chang. (2017). เคมี1 chemistry 12/e. แมคกรอ-ฮิล อินเทอร์เน็ตเนชั่นแนล เอ็นเตอร์ไพรส์ แอลแอลซี: กรุงเทพมหานคร.

WordPress.com. (2015). สมดุลเคมี. สืบค้นเมื่อ 15 กันยายน 2565, จาก <https://enchemcom2c.wordpress.com>