

## แผนการสอนสัปดาห์ที่ 12

หน่วยเรียนที่ 6 สมดุลเคมี และจลนศาสตร์เคมี  
บทเรียนที่ 6.1 สมดุลเคมี

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจสมดุลเคมี

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายภาวะสมดุล
2. คำนวณเกี่ยวกับค่าคงที่สมดุล
3. อธิบายหลักเลอชาเตอลิเอร์

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย
2. กิจกรรม

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

เอกสารประกอบการสอน

เอกสาร powerpoint

[http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page\\_id=137](http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=137)

<http://facebook.com/chemographics>

<http://slideshare.net/woravith>

การวัดผล

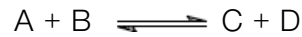
1. การสอบย่อย/การสอบกลางภาค/การสอบปลายภาค
2. การประเมินจากผลงานที่มอบหมาย/กิจกรรม

## หน่วยเรียนที่ 6 สมดุลเคมี และจลนศาสตร์เคมี

### บทเรียนที่ 6.1 สมดุลเคมี

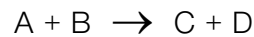
การเปลี่ยนแปลงที่ผันกลับได้เป็นปฏิกิริยาที่ไม่สมบูรณ์ในทางใดทางหนึ่ง หมายถึงการเปลี่ยนแปลงที่มีทั้งการเปลี่ยนแปลงไปข้างหน้า (สารตั้งต้นเปลี่ยนเป็นสารผลิตภัณฑ์) และการเปลี่ยนแปลงย้อนกลับ (สารผลิตภัณฑ์เปลี่ยนกลับมาเป็นสารตั้งต้น)

ปฏิกิริยาโดยทั่วไป สารตั้งต้น A และ B ทำปฏิกิริยากันเกิดเป็นสารผลิตภัณฑ์ C และ D ในทำนองกลับกันสารผลิตภัณฑ์ C และ D สามารถทำปฏิกิริยากัน กลับมาเป็นสาร A และ B ดังสมการ



ในปฏิกิริยาผันกลับได้จะประกอบด้วยปฏิกิริยา 2 ชนิด คือ

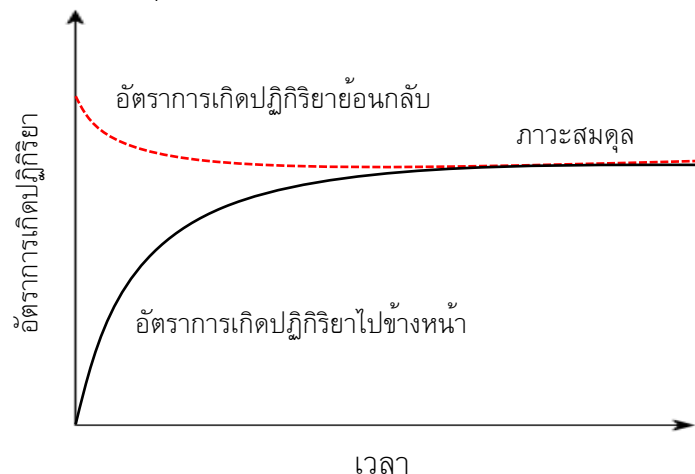
1) ปฏิกิริยาไปข้างหน้า (forward reaction) หรือเรียกว่า ปฏิกิริยาดำเนินไปทางขวา ซึ่งทิศทางเครื่องหมายลูกศร ( $\rightarrow$ ) จะชี้ไปทางขวาของสมการเคมี



2) ปฏิกิริยาย้อนกลับ (backward reaction) หรือเรียกว่า ปฏิกิริยาดำเนินไปทางซ้าย แต่โดยทั่วไปในการเขียนสมการเคมีมักเขียนทิศทาง (เครื่องหมายลูกศร) การเกิดปฏิกิริยาไปทางขวาของสมการเคมี ดังนั้น ปฏิกิริยาย้อนกลับจึงเขียนได้เป็น



ในการอธิบายการเปลี่ยนแปลงที่ผันกลับได้ เมื่อเริ่มต้นก่อนเกิดปฏิกิริยา ระบบจะมีเพียงสารตั้งต้น A และ B เท่านั้น สารผลิตภัณฑ์ C และ D ยังไม่เกิดขึ้น เมื่อเริ่มทำปฏิกิริยา สาร A และ B ค่อย ๆ ลดลง ในขณะที่สารผลิตภัณฑ์ C และ D จึงค่อย ๆ เริ่มเพิ่มขึ้น ณ ช่วงนี้อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าเพิ่มขึ้นรวดเร็ว ดังแสดงในภาพที่ 6.1 เนื่องจากความเข้มข้นของ A และ B มีมาก ส่วนอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับเพิ่มขึ้นอย่างช้า ๆ เนื่องจากความเข้มข้นของ C และ D มีน้อย เมื่อความเข้มข้นของ C และ D มีมากขึ้น อัตราของปฏิกิริยาย้อนกลับจึงเพิ่มขึ้น ในขณะเดียวกันความเข้มข้นของ A และ B ลดน้อยลง อัตราของปฏิกิริยาไปข้างหน้าจึงลดลง จนกระทั่ง อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าและย้อนกลับเท่ากัน ซึ่ง ณ ภาวะนี้ เรียกว่า ภาวะสมดุล (equilibrium state)



ภาพที่ 6.1 กราฟแสดงอัตราการเกิดปฏิกิริยาเทียบกับเวลา

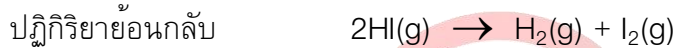
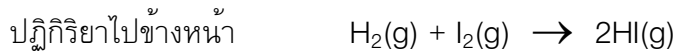
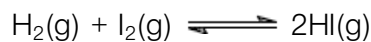
### 6.1.1 ภาวะสมดุล

ในปฏิกิริยาผันกลับได้ สารตั้งต้นเปลี่ยนไปเป็นสารผลิตภัณฑ์ไม่ได้ทั้งหมด เมื่อเวลาผ่านไประยะหนึ่งความเข้มข้นของสารตั้งต้นจะไม่ลดลงอีก ในระบบจะมีทั้งสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ผสมกันอยู่ เป็นผลให้แนวโน้มที่สารตั้งต้นจะเปลี่ยนไปเป็นผลิตภัณฑ์จะเท่ากับแนวโน้มที่ผลิตภัณฑ์จะเปลี่ยนเป็นสารตั้งต้น ที่เรียกว่า ภาวะสมดุล

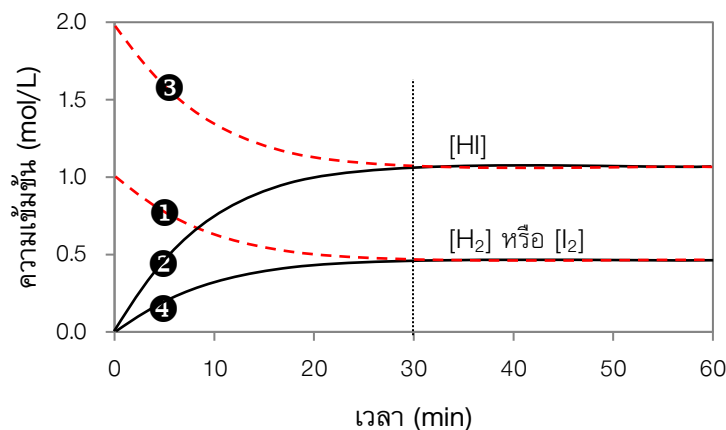
ณ ภาวะสมดุล อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าจะเท่ากับอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ หรืออาจกล่าวอีกอย่างคือ ความเข้มข้นของทั้งสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์คงที่ ไม่เปลี่ยนแปลงตามเวลา

ณ ภาวะสมดุล ระบบจะคงที่ ซึ่งไม่สามารถสังเกตเห็นการเปลี่ยนแปลงใดๆ ได้ แต่ความจริงระบบยังคงมีการเปลี่ยนแปลงอยู่ตลอดเวลา แต่การเปลี่ยนแปลงนั้นเกิดขึ้นในอัตราที่เท่ากัน เรียกภาวะสมดุลที่ระบบยังคงมีการเปลี่ยนแปลงอยู่ตลอดเวลาว่า สมดุลไดนามิก หรือสมดุลพลวัต (dynamic equilibrium)

ตัวอย่างปฏิกิริยาการรวมตัวระหว่างแก๊ส  $H_2$  และ  $I_2$  เป็นแก๊ส  $HI$  ดังปฏิกิริยา

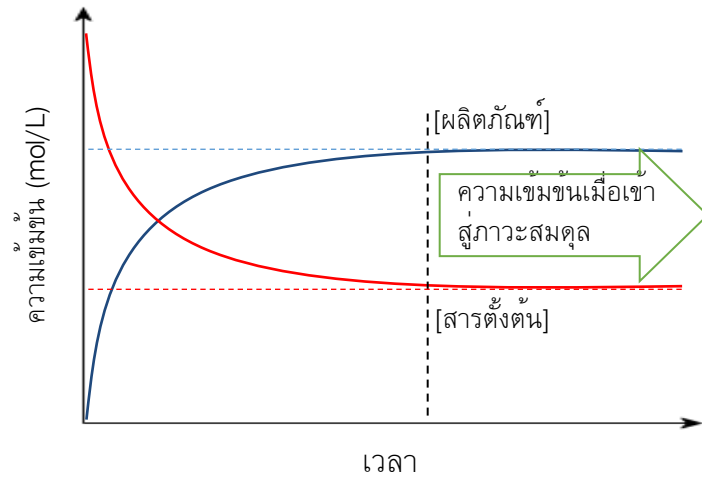


ความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นของสารในปฏิกิริยาการเกิดของ  $HI$  เทียบกับเวลา แสดงดังภาพที่ 6.2 พิจารณาจากการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า ความเข้มข้นของสารตั้งต้น  $H_2$  และ  $I_2$  (เส้น ①) ลดลง ในขณะที่สารผลิตภัณฑ์  $HI$  (เส้น ②) เกิดขึ้นอย่างรวดเร็ว กล่าวคือ การรวมตัวกันของ  $H_2$  และ  $I_2$  เป็น  $HI$  นั้นเกิดขึ้นได้มาก การเปลี่ยนแปลงของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์เริ่มคงที่เมื่อเวลาตั้งแต่ 30 นาที เป็นต้นไป แสดงว่า ณ จุดนั้นเป็นต้นไป สารตั้งต้นไม่ลดลงและสารผลิตภัณฑ์ไม่เพิ่มขึ้น ในทางกลับกัน เมื่อเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ สารผลิตภัณฑ์  $HI$  สลายตัวเป็น  $H_2$  และ  $I_2$  ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์  $[HI]$  (เส้น ③) จะลดลงอย่างมาก ในขณะที่การเกิดของ  $H_2$  และ  $I_2$  (เส้น ④) เกิดได้ช้าและน้อย



ภาพที่ 6.2 กราฟแสดงอัตราการเกิดปฏิกิริยาโดยพิจารณาความเข้มข้นสารเทียบกับเวลา

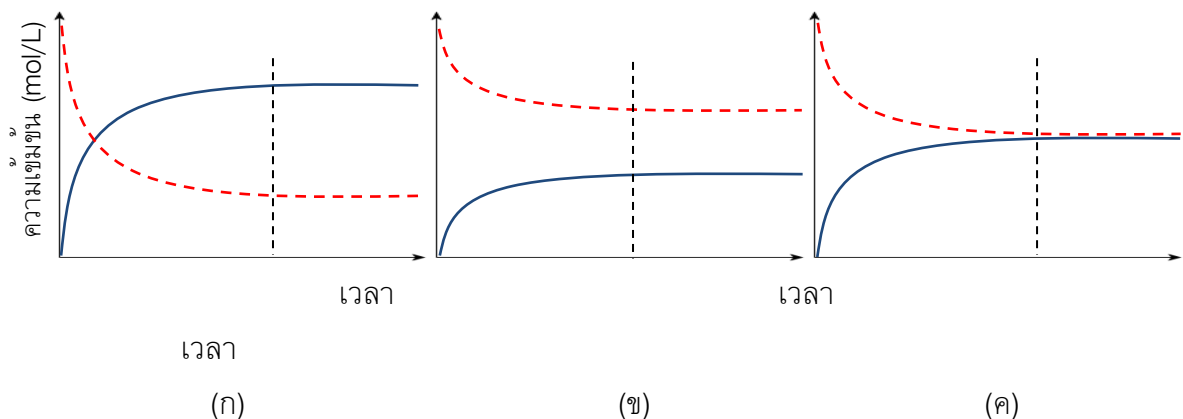
จากตัวอย่างข้างต้นจะเห็นว่าเมื่อปฏิกิริยาดำเนินไประยะหนึ่ง ณ ภาวะสมดุล ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์และสารตั้งต้นจะไม่เปลี่ยนแปลง เนื่องจากอัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าจะเท่ากับอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ ภาพที่ 6.3 แสดงกราฟอย่างง่ายแสดงความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นของสารกับเวลาเมื่อเข้าสู่ภาวะสมดุล



ภาพที่ 6. 3 ความเข้มข้นของสารเมื่อเข้าสู่ภาวะสมดุล

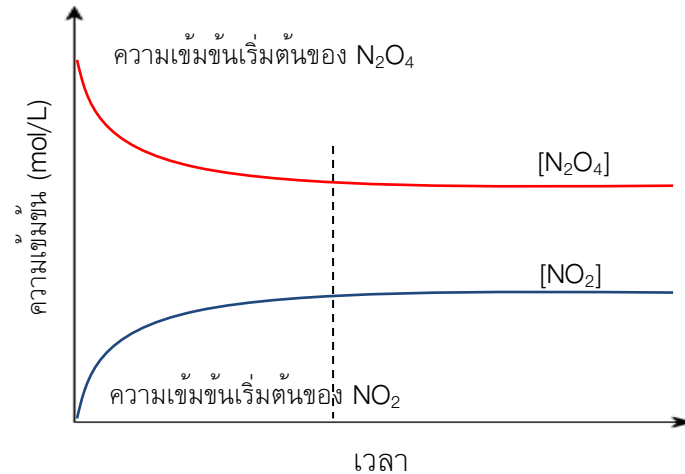
ณ ภาวะสมดุล ความเข้มข้นของสารทุกชนิดมีค่าคงที่ กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นของสารตั้งต้นกับสารผลิตภัณฑ์ (ภาพที่ 6.3) สรุปได้ว่า ก่อนเกิดปฏิกิริยา ความเข้มข้นของสารตั้งต้นมีจำนวนมาก แต่ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์เป็นศูนย์ (เพราะยังไม่เกิดปฏิกิริยา) แต่เมื่อปฏิกิริยาดำเนินไปความเข้มข้นของสารตั้งต้นจะลดลง ในขณะที่ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์เพิ่มขึ้น จนกระทั่งถึงจุดสมดุล ความเข้มข้นของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์จะคงที่ เมื่อพิจารณาความเข้มข้นของสารตั้งต้นที่เหลือและสารผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้น ณ ภาวะสมดุล อาจเกิดขึ้นได้ 3 ลักษณะคือ

- 1) ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์มากกว่าความเข้มข้นของสารตั้งต้น (ภาพที่ 6.4 ก)
- 2) ความเข้มข้นของสารตั้งต้นมากกว่าความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์ (ภาพที่ 6.4 ข)
- 3) ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์และความเข้มข้นของสารตั้งต้นเท่ากันในระบบ (ภาพที่ 6.4 ค)



ภาพที่ 6. 4 แสดงความเข้มข้นของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ในระบบ ณ ภาวะสมดุล

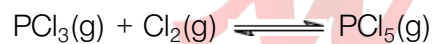
ปฏิกิริยาการสลายตัวของ  $N_2O_4$  เป็น  $NO_2$  ดังสมการ  $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$  เขียนกราฟแสดงอัตราการเกิดปฏิกิริยา ดังภาพที่ 6.5 เมื่อเข้าสู่ภาวะสมดุลความเข้มข้นของ  $N_2O_4$  และ  $NO_2$  คงที่ไม่เปลี่ยนแปลง โดยที่ในระบบจะมีความเข้มข้นของ  $N_2O_4$  มากกว่า  $NO_2$  แสดงได้ว่า ณ ภาวะสมดุลค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาดังกล่าวมีค่าน้อย ซึ่งบอกได้ว่าปฏิกิริยานี้ดำเนินไปทางขวาได้น้อย



ภาพที่ 6. 5 แสดงภาวะสมดุลของปฏิกิริยาการสลายตัวของ  $N_2O_4$

### 6.1.2 ค่าคงที่สมดุล

ในปี ค.ศ.1864 กุลด์เบอร์ก (Cato Maximilian Guldberg) และวาเก (Peter Waage) นักเคมีชาวนอร์เวย์ ได้ศึกษาปฏิกิริยาระหว่างฟอสฟอรัสไตรคลอไรด์ ( $PCl_3$ ) กับแก๊สคลอรีน ( $Cl_2$ ) ดังสมการ



พบว่าความเข้มข้นของสารทั้งสองเปลี่ยนแปลงไปที่ภาวะสมดุล (อุณหภูมิ  $25^\circ C$ ) ดังตารางที่ 6.1

ตารางที่ 6. 1 ความเข้มข้นของสาร ณ ภาวะสมดุล

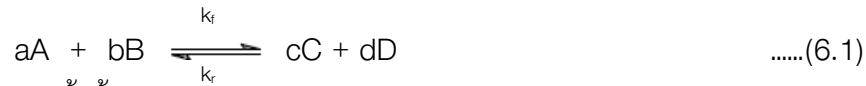
$[PCl_3]$	$[Cl_2]$	$[PCl_5]$	$\frac{[PCl_5]}{[PCl_3][Cl_2]}$
0.604	0.566	5.30	15.5
1.04	1.06	17.20	15.6
1.64	1.00	24.20	15.7

จากตารางที่ 6.1 จะเห็นว่าค่าอัตราส่วนของ  $\frac{[PCl_5]}{[PCl_3][Cl_2]}$  ในแต่ละความเข้มข้นของสารมีค่าคงที่ จึง

เรียกอัตราส่วนนี้ว่า ค่าคงที่สมดุล (equilibrium constant, K) ซึ่งใช้อธิบายความสัมพันธ์ของอัตราส่วนของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ที่อยู่ในระบบ ณ ภาวะสมดุล โดยสรุปได้ว่า ณ อุณหภูมิคงที่ “อัตราส่วนระหว่างผลคูณความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์กับผลคูณความเข้มข้นของสารตั้งต้นจะมีค่าคงที่ เมื่อความเข้มข้นของแต่ละสารมีเลขยกกำลังเท่ากับเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของสารนั้น”

ดังนั้น สมการค่าคงที่สมดุล จึงเขียนได้โดยนำผลคูณของความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์หารด้วยผลคูณของความเข้มข้นของสารตั้งต้น โดยที่ความเข้มข้นของสารแต่ละชนิด ยกกำลังด้วยเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของสารนั้น

เมื่อพิจารณาจากปฏิกิริยาเคมีทั่วๆ ไป สาร A จำนวน a โมลทำปฏิกิริยากับสาร B จำนวน b โมล เกิดสารผลิตภัณฑ์ C จำนวน c โมล และ D จำนวน d โมล ดังสมการทั่วไป



เมื่อ A และ B = สารตั้งต้น

C และ D = สารผลิตภัณฑ์

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

$k_f$  และ  $k_r$  = ค่าคงที่ของปฏิกิริยาไปข้างหน้าและย้อนกลับ ตามลำดับ

อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า ( $r_f$ ) เขียนได้เป็น

$$r_f = k_f[A]^a[B]^b \quad \text{.....(6.2)}$$

อัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ ( $r_r$ ) เขียนได้เป็น

$$r_r = k_r[C]^c[D]^d \quad \text{.....(6.3)}$$

ณ ภาวะสมดุล อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าเท่ากับอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ ดังนั้น

$$k_f[A]^a[B]^b = k_r[C]^c[D]^d \quad \text{.....(6.4)}$$

$$\frac{k_f}{k_r} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} \quad \text{.....(6.5)}$$

เนื่องจากค่า  $k_f$  และ  $k_r$  เป็นค่าคงที่ของอัตราของปฏิกิริยาไปข้างหน้าและปฏิกิริยาย้อนกลับ ตามลำดับ จึงกำหนดให้  $\frac{k_f}{k_r} = K_c$

ค่า  $K_c$  เป็นค่าคงที่สมดุลที่คิดจากความเข้มข้นของสาร ณ ภาวะสมดุล ในการเขียนค่าคงที่สมดุล อาจเขียน K แทนนั้น ซึ่งในกรณีที่เขียน K ให้หมายความว่า คือ  $K_c$

$$K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} \quad \text{.....(6.6)}$$

จากสมการค่าคงที่สมดุล (สมการ 6.6) สอดคล้องกับผลการทดลองในปฏิกิริยาระหว่าง  $H_2$  และ  $I_2$  ดังตารางที่ 6.2

ตารางที่ 6. 2 ความเข้มข้นของสารและอัตราส่วนความเข้มข้นของสาร ณ ภาวะสมดุล

[H <sub>2</sub> ]	[I <sub>2</sub> ]	[HI]	$\frac{[HI]}{[H_2][I_2]}$	$\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$
18.14	0.41	19.38	2.60	50.50
10.96	1.89	32.61	1.57	51.34
4.57	8.69	46.28	1.16	53.93
2.23	23.95	51.30	0.96	49.27
0.86	67.90	53.40	0.91	48.83
0.65	87.29	52.92	0.93	49.35

จากปฏิกิริยา  $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

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

จากผลการทดลองพบว่าค่าอัตราส่วนของ  $\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$  ในแต่ละการทดลองที่ความเข้มข้นของสารตั้ง

ต้นแตกต่างกัน มีค่าใกล้เคียงกัน แต่การณอัตราส่วนของ  $\frac{[HI]}{[H_2][I_2]}$  ค่าที่ได้ไม่ใกล้เคียงกัน

ค่า  $K_c$  บอกให้ทราบถึงทิศทางดำเนินไปของปฏิกิริยาเมื่อเข้าสู่ภาวะสมดุล เนื่องจากค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาเป็นอัตราส่วนระหว่างความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์กับความเข้มข้นของสารตั้งต้น ณ ภาวะสมดุล ที่อุณหภูมิหนึ่งๆ ดังนั้น

ถ้าค่า  $K_c$  มีค่ามาก แสดงว่า ณ ภาวะสมดุลมีสารผลิตภัณฑ์เกิดขึ้นมาก นั่นคือ ก่อนถึงภาวะสมดุลปฏิกิริยาดำเนินไปข้างหน้ามากกว่าปฏิกิริยาย้อนกลับ

ถ้าค่า  $K_c$  ค่าน้อย แสดงว่า ณ ภาวะสมดุลมีสารผลิตภัณฑ์เกิดขึ้นน้อย นั่นคือ ก่อนถึงภาวะสมดุลปฏิกิริยาดำเนินไปข้างหน้าน้อยกว่าปฏิกิริยาย้อนกลับ

ข้อสังเกตเกี่ยวกับค่า  $K_c$

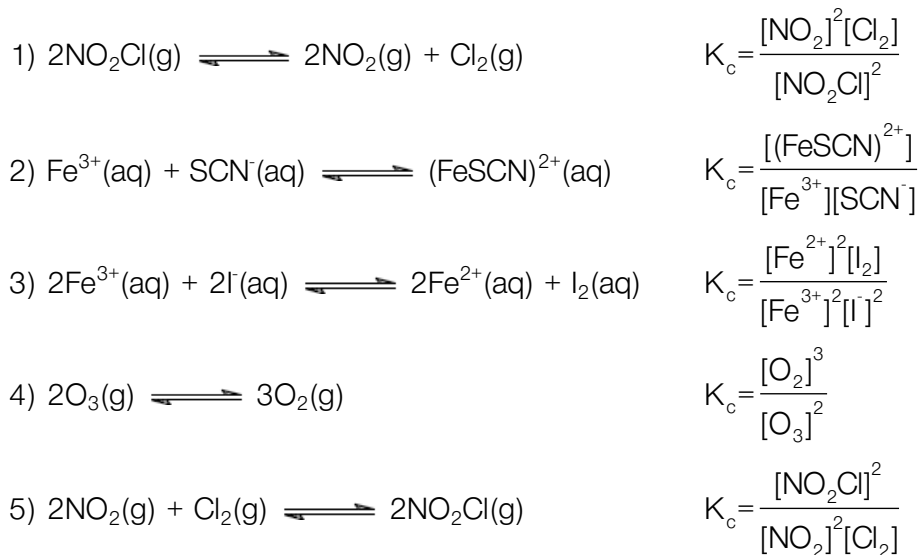
1) หน่วยของค่า  $K_c$  ขึ้นอยู่กับอัตราส่วนระหว่างผลคูณความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์กับผลคูณความเข้มข้นของสารตั้งต้น

2) เครื่องหมาย [ ] เรียกว่า เครื่องหมายความเข้มข้นของสาร ณ ภาวะสมดุล มีหน่วยเป็น โมลต่อลิตร (mol/L) ดังนั้น สูตรเคมีใดๆ ที่อยู่ในเครื่องหมาย [ ] หมายถึง สารละลายนั้นมีความเข้มข้นในหน่วย mol/L เสมอ

3) ค่า  $K_c$  ขึ้นอยู่กับอุณหภูมิ ดังนั้น เมื่อเขียนค่า  $K_c$  ต้องระบุอุณหภูมิเสมอ

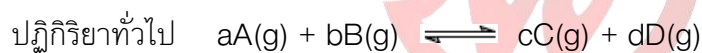
4) สมการค่า  $K_c$  จะเขียนสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ทุกตัวที่เกิดขึ้นในปฏิกิริยาเคมี ยกเว้นสารที่มีสถานะเป็นของแข็ง และของเหลว

ตัวอย่าง 6.1 การเขียนสมการค่าคงที่สมดุล ( $K_c$ )



ค่าคงที่สมดุลในรูปความดันแก๊ส

จากสมการ (6.6) ค่าคงที่สมดุลแสดงในรูปความเข้มข้นของสาร ซึ่งใช้สัญลักษณ์  $K_c$  (ซึ่ง c มาจาก concentration) แต่สำหรับปฏิกิริยาเคมีของสารที่อยู่ในสถานะแก๊สการวัดความเข้มข้นของแก๊สทำได้ยาก การวัดความดันของแก๊สจะทำได้ง่ายและสะดวกกว่า ดังนั้น อาจเขียนสมการค่าคงที่สมดุลในรูปความดันแก๊ส ( $K_p$ ) แทนสมการค่า  $K_c$

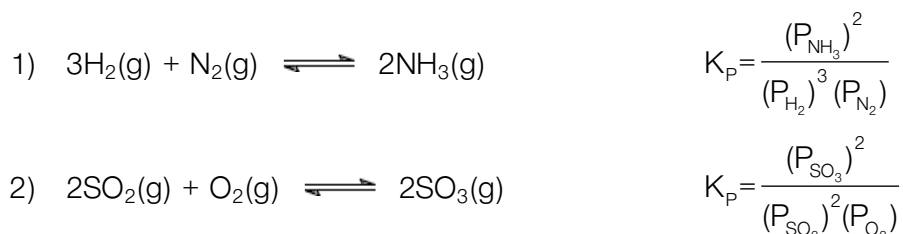


เนื่องจากสารทั้งหมดมีสถานะเป็นแก๊ส สามารถเขียนค่าคงที่สมดุลในรูปความดันแก๊ส ( $K_p$ ) คือ

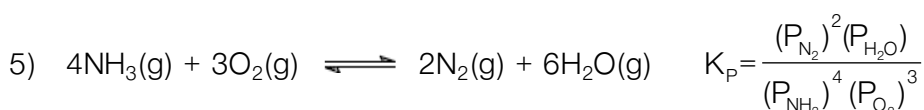
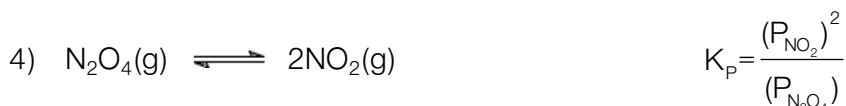
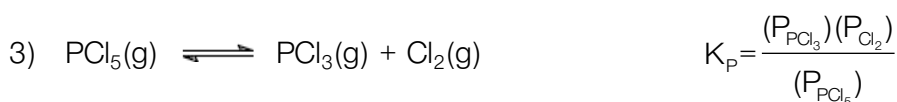
$$K_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b} \quad \dots(6.7)$$

หลักการเขียนสมการค่า  $K_p$  เขียนเช่นเดียวกับสมการค่า  $K_c$  แต่เขียนอักษร P เพื่อระบุว่าความดันแก๊ส ณ ภาวะสมดุล และในการคำนวณค่าคงที่สมดุลต้องใช้ความดันที่ภาวะสมดุลของแก๊สนั้น ๆ มาคำนวณ

ตัวอย่าง 6.2 การเขียนสมการค่าคงที่สมดุลในรูปความดัน ( $K_p$ )

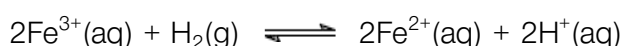






### หลักการเขียนค่าคงที่สมดุล

ในกรณีที่สมดุลในสารละลายมีแก๊สเข้าทำปฏิกิริยาด้วย สามารถใช้ความเข้มข้นของสารละลายกับความดันแก๊สในสมการค่าคงที่สมดุลปนกันได้ เช่น



เขียนค่าคงที่สมดุลได้เป็น

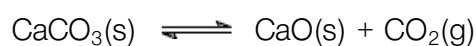
$$K = \frac{[\text{Fe}^{2+}]^2 [\text{H}^+]^2}{[\text{Fe}^{3+}]^2 (P_{\text{H}_2})}$$

สมดุลเอกพันธ์ (homogeneous) คือภาวะสมดุลที่เกิดขึ้นในปฏิกิริยาที่มีสารทั้งหมดอยู่ในวัฏภาค (phase) เดียวกันทั้งหมด ตัวอย่างในสมดุลของสารละลายที่มีของเหลวปนอยู่ จะไม่นำความเข้มข้นของของเหลวมาคิดในสมการค่าคงที่สมดุล เช่น



สมการค่าคงที่สมดุลเขียนได้ดังนี้  $K_C = \frac{[\text{CuCl}_4^{2-}]}{[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4^{2+}][\text{Cl}^-]^4}$

สมดุลวิวิธพันธ์ (heterogeneous) คือ ภาวะสมดุลที่เกิดขึ้นในปฏิกิริยาที่มีสารอยู่ในวัฏภาคต่างกัน เช่นในปฏิกิริยาอาจมีสถานะของแข็ง หรือของเหลว อยู่ร่วมกับแก๊ส เช่น



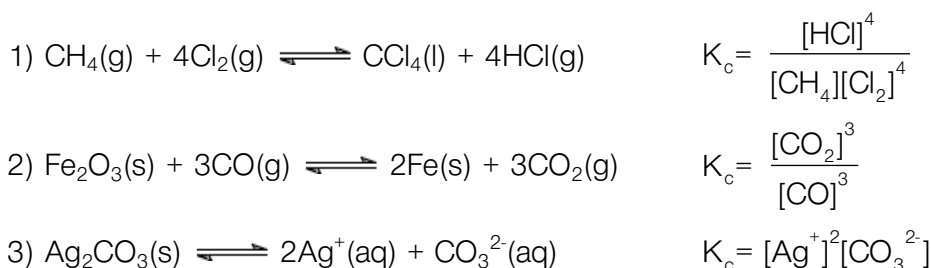
สมดุลประเภทนี้จะไม่นำสารในสถานะของแข็งมาเขียนในสมการค่าคงที่สมดุล ให้ถือความเข้มข้นของของแข็งมีค่าคงที่ ดังนั้น จึงเขียนสมการค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยานี้ได้ดังนี้

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

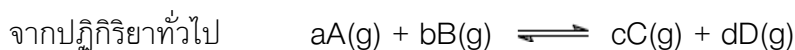
หรือ  $K_P = P_{\text{CO}_2}$

ดังนั้น การเขียนสมการค่าคงที่สมดุล จะเขียนเฉพาะสารในสถานะสารละลาย (aq) และแก๊ส (g) เท่านั้น

ตัวอย่าง 6.3 เขียนสมการค่าคงที่สมดุล ( $K_c$ )



ความสัมพันธ์ระหว่าง  $K_p$  กับ  $K_c$



จากสมการแก๊สอุดมคติ  $PV = nRT$  .....(6.8)

พิจารณาสาร A  $P_A V = n_A RT$  .....(6.9)

$$P_A = \left( \frac{n_A}{V} \right) RT \quad \text{.....(6.10)}$$

เมื่อ  $\frac{n_A}{V}$  คือจำนวนโมลของสาร A ต่อปริมาตร ซึ่งก็คือ ความเข้มข้นของ A เขียนแทนด้วย [A]

ดังนั้น สมการ (6.10) เขียนได้เป็น

$$P_A = [A]RT \quad \text{.....(6.11)}$$

ในทำนองเดียวกัน จากสมการ (6.11) สำหรับสาร B, C และ D จะได้เป็น  $P_B = [B]RT$ ,  $P_C = [C]RT$  และ  $P_D = [D]RT$  ตามลำดับ เมื่อแทนค่าความดันของสาร A, B, C และ D ลงในสมการ (6.8) จะได้

$$K_p = \frac{([C]RT)^c ([D]RT)^d}{([A]RT)^a ([B]RT)^b} \quad \text{.....(6.12)}$$

$$K_p = \frac{[C]^c [D]^d (RT)^c (RT)^d}{[A]^a [B]^b (RT)^a (RT)^b} \quad \text{.....(6.13)}$$

$$K_p = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} (RT)^{(c+d)-(a+b)} \quad \text{.....(6.14)}$$

$$K_p = K_c (RT)^{(c+d)-(a+b)} \quad \text{.....(6.15)}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \quad \text{.....(6.16)}$$

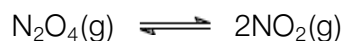
หรือ  $K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} \quad \text{.....(6.17)}$

เมื่อ  $\Delta n =$  ผลต่างจำนวนโมลของแก๊สสารผลิตภัณฑ์กับสารตั้งต้น

$R =$  ค่าคงที่ของแก๊ส (0.082 L·atm/K·mol)

$T =$  อุณหภูมิสัมบูรณ์ (K)

ตัวอย่าง 6.4 ปฏิกิริยาการสลายตัวที่ 25°C ดังสมการ



มีค่า  $K_C = 4.6 \times 10^{-3}$  จงหาค่า  $K_P$  ที่ภาวะสมดุล

วิธีคิด  $\Delta n = (2-1) = 1$

$$R = 0.082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol}$$

$$T = 273 + 25 = 298 \text{ K}$$

จากสมการ (6.16)  $K_P = K_C(RT)^{\Delta n}$

$$\begin{aligned} K_P &= (4.6 \times 10^{-3})(0.082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol} \times 298 \text{ K})^1 \\ &= 0.112 \end{aligned}$$

ตัวอย่าง 6.5 จากปฏิกิริยา  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$  ที่  $25^\circ\text{C}$  จงคำนวณหา  $K_C$  ที่ภาวะสมดุล ( $K_P = 2.5 \times 10^{24} \text{ atm}^{-1}$ )

วิธีคิด  $\Delta n = (2-3) = -1$

$$R = 0.082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol}$$

$$T = 273 + 25 = 298 \text{ K}$$

จากสมการ (6.17)  $K_C = K_P(RT)^{-\Delta n}$

$$\begin{aligned} K_C &= (2.5 \times 10^{24})(0.082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol} \times 298 \text{ K})^{-(-1)} \\ &= 6.2 \times 10^{25} \end{aligned}$$

### การคำนวณค่าคงที่สมดุล

**แบบที่ 1** การคำนวณค่าคงที่สมดุลที่กำหนดความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลมาให้

ในกรณีนี้ การหาค่า  $K_C$  ทำได้โดยแทนค่าความเข้มข้นของสารทั้งหมด ณ ภาวะสมดุล ลงในสมการค่าคงที่สมดุล ในทำนองกลับกัน ถ้ารู้ค่าคงที่สมดุลจะสามารถคำนวณความเข้มข้นของสารแต่ละชนิด ณ ภาวะสมดุล

ตัวอย่าง 6.6 การหาค่า  $K_C$  จากปฏิกิริยา  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$

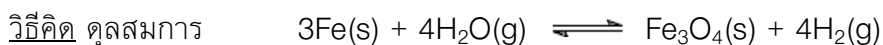
ถ้าความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลของ  $\text{N}_2 = 0.30 \text{ mol/L}$ ,  $\text{H}_2 = 1.25 \text{ mol/L}$  และ  $\text{NH}_3 = 0.50 \text{ mol/L}$

วิธีคิด จากปฏิกิริยา เขียนสมการค่าคงที่สมดุล  $K_C = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$

แทนความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลลงในสมการค่าคงที่สมดุล จะได้

$$K_C = \frac{(0.50)^2}{(0.30)(1.25)^3} = \frac{0.25}{0.58} = 0.43$$

ตัวอย่าง 6.7 ปฏิกิริยา  $\text{Fe(s)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4\text{(s)} + \text{H}_2\text{(g)}$  เกิดขึ้นในภาชนะปริมาตร 2 L พบว่า ณ ภาวะสมดุลมี Fe และ  $\text{H}_2\text{O}$  เหลืออย่างละ 4 mol และเกิด  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  กับ  $\text{H}_2$  อย่างละ 6 mol จงหาค่า  $K_c$  ของปฏิกิริยา



เขียนสมการค่าคงที่สมดุล  $K_c = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4}$

หาความเข้มข้นของสารแต่ละชนิด ณ ภาวะสมดุล จากโจทย์ปริมาตรภาชนะเป็น 2 L คำนวณความเข้มข้นของ  $\text{H}_2\text{O}$  และ  $\text{H}_2$  เป็น mol/L ได้เป็น

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{4}{2} = 2 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{6}{2} = 3 \text{ mol/L}$$

แทนความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลลงในสมการค่าคงที่สมดุล จะได้

$$K_c = \frac{3^4}{2^4} = \frac{81}{16} = 5.0625$$

แบบที่ 2 การคำนวณค่าคงที่สมดุลที่กำหนดความเข้มข้นที่จุดเริ่มต้นมาให้

ในกรณีการหาค่า  $K_c$  ที่กำหนดความเข้มข้นเริ่มต้น (initial concentration) มาให้ จะต้องหาความเข้มข้นที่เปลี่ยนแปลง ณ ภาวะสมดุลเสียก่อน โดยพิจารณาความเข้มข้นเปรียบเทียบกันคือ ภาวะเริ่มต้น (initial phase) ภาวะเปลี่ยนแปลง (change phase) และภาวะสมดุล (equilibrium phase) โดยทั่วไปมักกำหนดภาวะที่เปลี่ยนแปลงเท่ากับ  $x$  mol/L ดังนั้น ณ ภาวะสมดุลจึงเป็นผลต่างความเข้มข้นเริ่มต้นกับความเข้มข้นภาวะเปลี่ยนแปลง (ข้อสังเกต ความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลต้องมีหน่วยเป็น mol/L เสมอ)

กรณีตัวอย่างที่ 1



ถ้าสมมติความเข้มข้นเริ่มต้นของ A เท่ากับ  $a$  mol/L เมื่อเกิดปฏิกิริยา กำหนดให้ความเข้มข้นที่เปลี่ยนแปลงไป ณ ภาวะเปลี่ยนแปลงเป็น  $x$  mol/L สามารถเขียน ภาวะเปลี่ยนแปลง และภาวะสมดุลได้ดังนี้

	$\text{A} \rightleftharpoons \text{B} + \text{C}$									
①	[ ] เริ่มต้น (mol/L)									
②	[ ] เปลี่ยนแปลง (mol/L)									
③	[ ] ภาวะสมดุล (mol/L)									
	<table style="border-collapse: collapse; margin: 0 auto;"> <tr> <td style="padding: 5px;"><math>a</math></td> <td style="padding: 5px;"><math>0</math></td> <td style="padding: 5px;"><math>0</math></td> </tr> <tr> <td style="padding: 5px;"><math>-x</math></td> <td style="padding: 5px;"><math>+x</math></td> <td style="padding: 5px;"><math>+x</math></td> </tr> <tr style="border-top: 1px solid black;"> <td style="padding: 5px;"><math>a-x</math></td> <td style="padding: 5px;"><math>x</math></td> <td style="padding: 5px;"><math>x</math></td> </tr> </table>	$a$	$0$	$0$	$-x$	$+x$	$+x$	$a-x$	$x$	$x$
$a$	$0$	$0$								
$-x$	$+x$	$+x$								
$a-x$	$x$	$x$								

ข้อสังเกต

ณ ภาวะเปลี่ยนแปลง สาร A เป็นลบ (-x) เนื่องจาก สารตั้งต้นต้องเปลี่ยนแปลงลดลงเมื่อเกิดปฏิกิริยา ส่วนสาร B และ C เป็นบวก (+x) เนื่องจากสารผลิตภัณฑ์ต้องเกิดเพิ่มขึ้นเมื่อเกิดปฏิกิริยา กรณีตัวอย่างที่ 2



ถ้าสมมติความเข้มข้นเริ่มต้นของ A เท่ากับ a mol/L เมื่อเกิดปฏิกิริยา กำหนดให้ความเข้มข้นที่เปลี่ยนแปลงไป ณ ภาวะเปลี่ยนแปลงเป็น x mol/L สามารถเขียน ภาวะเปลี่ยนแปลงและภาวะสมดุลได้ ดังนี้

	$A \rightleftharpoons 3B + 2C$		
<b>1</b>	[ ] เริ่มต้น (mol/L)	a	0      0
<b>2</b>	[ ] เปลี่ยนแปลง (mol/L)	-x	+3x    +2x
<b>3</b>	[ ] ภาวะสมดุล (mol/L)	a-x	3x      2x

จากกรณีตัวอย่างทั้งสองปฏิกิริยาข้างต้น จะเห็นว่าอัตราส่วนจำนวนโมลของสารในสมการไม่เหมือนกัน ดังนั้น การหาความเข้มข้นที่ภาวะเปลี่ยนแปลง ([ ] เปลี่ยนแปลง) และ ณ ภาวะสมดุล ([ ] ภาวะสมดุล) จะต้องพิจารณาจำนวนโมลของสารเป็นสำคัญ การพิจารณาความเข้มข้นของสารที่ภาวะต่างๆ สรุปได้ ดังนี้

ความเข้มข้นที่ภาวะเริ่มต้น ([ ] เริ่มต้น) (บรรทัดที่ **1**)

ความเข้มข้นของสารตั้งต้น A = ความเข้มข้นเริ่มต้น คือ a mol/L

ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์ B และ C = 0 (เนื่องจากยังไม่เกิดปฏิกิริยา)

ความเข้มข้นที่ภาวะเปลี่ยนแปลง ([ ] เปลี่ยนแปลง) (บรรทัดที่ **2**)

จะกำหนดให้ความเข้มข้นที่เปลี่ยนแปลงไปของสารในปฏิกิริยาเท่ากับ x mol/L ที่ภาวะนี้ ความเข้มข้นสารตั้งต้นต้องลดลง -x mol/L และความเข้มข้นสารผลิตภัณฑ์ต้องเพิ่มขึ้น +x mol/L ส่วนการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นนั้น จะเปลี่ยนแปลงก็เท่านั้นกับเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมล เช่นกรณีตัวอย่างที่ 1 B เปลี่ยนแปลงเท่ากับ +x mol และ C เปลี่ยนแปลงเท่ากับ +x mol เนื่องจากอัตราส่วนจำนวนโมลเป็น 1:1 แต่ในกรณีตัวอย่างที่ 2 อัตราส่วนจำนวนโมลไม่ได้เป็น 1:1 ดังนั้นความเข้มข้นที่เปลี่ยนแปลงของสาร B จึงเป็น +3x mol/L และสาร C เป็น +2x mol/L

ความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุล ([ ] สมดุล) (บรรทัดที่ **3**)

ในกรณีตัวอย่างที่ 1 ความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลของสารตั้งต้น A จึงเป็นความเข้มข้นเริ่มต้น ลบด้วยความเข้มข้นที่ภาวะเปลี่ยนแปลง (a-x mol/L) ในขณะที่ความเข้มข้นที่ภาวะเปลี่ยนแปลงของสาร B จึงเป็น x mol/L และสาร C เป็น x mol/L และในกรณีตัวอย่างที่ 2 ความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลของ

สารตั้งต้น A จึงเป็นความเข้มข้นเริ่มต้นลบด้วยความเข้มข้นที่ภาวะเปลี่ยนแปลง ( $a-x$  mol/L) ในขณะที่ความเข้มข้นที่ภาวะเปลี่ยนแปลงของสาร B จึงเป็น  $3x$  mol/L และสาร C เป็น  $2x$  mol/L

ในกรณีตัวอย่างที่ 1 สมการค่าคงที่สมดุล คือ  $K_c = \frac{[B][C]}{[A]}$

เมื่อแทนตัวแปรความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลจะได้  $K_c = \frac{(x)(x)}{(a-x)}$  .....(6.18)

ในกรณีตัวอย่างที่ 2 สมการค่าคงที่สมดุล คือ  $K_c = \frac{[B]^3[C]^2}{[A]}$

เมื่อแทนตัวแปรความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลจะได้  $K_c = \frac{(3x)^3(2x)^2}{(a-x)}$  .....(6.19)

หากตัวแปรมีกำลังสองให้จัดสมการอยู่ในรูปสมการกำลังสอง  $ax^2+bx+c = 0$  และแก้สมการหาค่าตัวแปร  $x$  จากสมการกำลังสอง (quadratic) ดังนี้

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2-4ac}}{2a} \quad \text{.....(6.20)}$$

แต่เนื่องจากการแก้สมการกำลังสองยุ่งยาก เพื่อความสะดวกอาจพิจารณาว่า ค่า  $x$  ในสมการ (6.19) มีค่าน้อยมากเมื่อเทียบกับความเข้มข้นเริ่มต้น ( $a$ ) ดังนั้น สมการ (6.19) จะเขียนได้ใหม่เป็น

$$K_c = \frac{(3x)^3(2x)^2}{a} \quad \text{.....(6.21)}$$

ตัวอย่าง 6.8 จากปฏิกิริยาเคมี  $2A + B \rightleftharpoons 2C$  ถ้าทำปฏิกิริยาระหว่าง A 1 mol กับ B 1.5 mol ในภาชนะปริมาตร 2 L เมื่อถึงภาวะสมดุลเกิด C เท่ากับ 0.45 mol/L จงคำนวณหาค่า  $K_c$

วิธีคิด

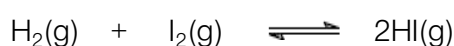
	$2A$	+	$B$	$\rightleftharpoons$	$2C$
[ ] เริ่มต้น (mol/L)	0.5		0.75		0
[ ] เปลี่ยนแปลง (mol/L)	-0.45		-0.225		+0.45
[ ] ภาวะสมดุล (mol/L)	0.5-0.45		0.75-0.225		0.45

$$K_c = \frac{[C]^2}{[A]^2[B]}$$

$$K_c = \frac{(0.45)^2}{(0.05)^2(0.525)} = \frac{0.2025}{1.3 \times 10^{-3}} = 1,557.7$$

ตัวอย่าง 6.9 เมื่อเติม  $H_2$  และ  $I_2$  อย่างละ 0.5 mol ลงในภาชนะขนาด 2 L ที่อุณหภูมิ  $520^\circ C$  เมื่อระบบเข้าสู่ภาวะสมดุล พบว่าภายในภาชนะประกอบด้วยแก๊ส HI 0.10 mol จงคำนวณหาค่า  $K_c$

วิธีคิด



[ ] เริ่มต้น (mol/L)	0.25	0.25	0
[ ] เปลี่ยนแปลง (mol/L)	-0.025	-0.025	+0.05
[ ] สมดุล (mol/L)	0.25-0.025	0.25-0.025	0.05

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

$$K_c = \frac{(0.05)^2}{(0.225)(0.225)} = \frac{2.5 \times 10^{-3}}{5.06 \times 10^{-2}}$$

$$= 0.49$$

ตัวอย่าง 6.10 จงคำนวณค่า  $K_c$  ที่อุณหภูมิ  $25^\circ\text{C}$  ของแก๊ส HBr 4.0 mol/L เมื่อสลายตัวไป 20% ดังสมการ



วิธีคิด HBr 4.0 mol/L สลายตัว 20% ดังนั้น [HBr] สลายไป =  $4.0 \times \frac{20}{100} = 0.8$  mol/L

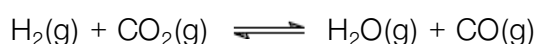
	$2\text{HBr}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{Br}_2(g)$		
[ ] เริ่มต้น (mol/L)	4.0	0	0
[ ] เปลี่ยนแปลง (mol/L)	-0.8	+0.4	+0.4
[ ] สมดุล (mol/L)	4.0-0.8	0.4	0.4

$$K_c = \frac{[\text{Br}_2][\text{H}_2]}{[\text{HBr}]^2}$$

$$K_c = \frac{(0.4)(0.4)}{(3.2)^2} = \frac{0.16}{10.24}$$

$$= 1.56 \times 10^{-2}$$

ตัวอย่าง 6.11 แก๊ส  $\text{H}_2$  1 mol และ  $\text{CO}_2$  1 mol ทำปฏิกิริยาในภาชนะปริมาตร 5.0 L ดังสมการ



มี  $K_c = 5.0$  ที่อุณหภูมิ  $2,000^\circ\text{C}$  จงคำนวณหาความเข้มข้นของสารแต่ละชนิด ณ สมดุล

วิธีคิด คำนวณความเข้มข้นของแต่ละสาร

	$\text{H}_2(g) + \text{CO}_2(g) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(g) + \text{CO}(g)$			
[ ] เริ่มต้น (mol/L)	0.2	0.2	0	0
[ ] เปลี่ยนแปลง (mol/L)	-x	-x	+x	+x
[ ] สมดุล (mol/L)	0.2-x	0.2-x	x	x

สมการค่าคงที่สมดุล

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_2][\text{CO}_2]}$$

$$5.0 = \frac{(x)(x)}{(0.2 - x)(0.2 - x)}$$

$$5.0 = \frac{x^2}{(0.2 - x)^2}$$

ถอดรากที่สอง จะได้  $2.24 = \frac{x}{(0.2 - x)}$

แก้สมการ จะได้  $x = 0.138 \text{ mol/L}$

ตัวแปร  $x$  คือ  $[\text{H}_2\text{O}]$  และ  $[\text{CO}]$  ณ ภาวะสมดุล

ดังนั้น ณ ภาวะสมดุล  $[\text{H}_2\text{O}] = 0.138 \text{ mol/L}$

$$[\text{CO}] = 0.138 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2] = 0.2 - 0.138 = 0.062 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}_2] = 0.2 - 0.138 = 0.062 \text{ mol/L}$$

ตัวอย่าง 6.12 จากปฏิกิริยา  $\text{A} \rightleftharpoons \text{B} + 2\text{C}$  เกิดขึ้นในภาชนะปริมาตร 5 L เมื่อเริ่มต้นใช้ความเข้มข้นของ A เท่ากับ 1 mol เมื่อค่า  $K_c$  เท่ากับ  $5.0 \times 10^{-2}$  จงคำนวณความเข้มข้นของ B และ C ณ ภาวะสมดุล

วิธีคิด

	$\text{A} \rightleftharpoons \text{B} + 2\text{C}$	
[ ] เริ่มต้น (mol/L)	0.2	0      0
[ ] เปลี่ยนแปลง (mol/L)	-x	+x    +2x
[ ] ภาวะสมดุล (mol/L)	0.2-x	x      2x

สมการค่าคงที่สมดุล  $K_c = \frac{(x)(2x)^2}{(0.2 - x)}$

สมมติ  $x < 0.2$  มากๆ  $K_c = \frac{(x)(2x)^2}{(0.2)}$

$$5.0 \times 10^{-2} = \frac{4x^3}{0.2}$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{(0.2)(5.0 \times 10^{-2})}{4}}$$

$$= 0.136$$

ดังนั้น ณ ภาวะสมดุล ความเข้มข้นของ B เท่ากับ 0.136 mol/L

ความเข้มข้นของ C เท่ากับ  $2 \times 0.136 \text{ mol/L} = 0.272 \text{ mol/L}$

### 6.1.3 หลักลีโอชาเตอลิเอร์

การทำปฏิกิริยาเคมีต่างๆ โดยส่วนใหญ่มีวัตถุประสงค์คือต้องการให้ได้สารผลิตภัณฑ์เกิดขึ้นมากที่สุด ในบางปฏิกิริยาเมื่อถึงสมดุลแล้วมีค่าคงที่สมดุลน้อย แสดงว่าเกิดสารผลิตภัณฑ์ได้น้อย จึงมี



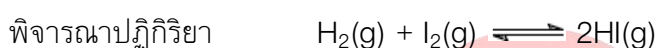
การศึกษาปัจจัยต่างๆ ที่รบกวนสมดุลเดิม เพื่อให้ระบบปรับตัวเข้าสู่สมดุลใหม่ทำให้ได้สารผลิตภัณฑ์เกิดมากขึ้น ในปี ค.ศ.1884 เลอ ชาเตอลีเย (Henry Louis Le Chatelier) นักเคมีอุตสาหกรรมชาวฝรั่งเศสได้ศึกษาข้อมูลเกี่ยวกับผลกระทบต่อสมดุลเคมีของปฏิกิริยาเคมีและสรุปเป็นหลักการเพื่อใช้ทำนายทิศทางของการเกิดปฏิกิริยา ดังนี้

“เมื่อระบบที่อยู่ในภาวะสมดุลถูกรบกวนจากปัจจัยภายนอก ซึ่งจะส่งผลให้สมดุลของระบบเสียไป ระบบจะพยายามปรับตัวไปในทิศทางที่จะทำให้ปัจจัยที่รบกวนนั้นลดลงเหลือน้อยที่สุด แล้วระบบจะกลับเข้าสู่ภาวะสมดุลใหม่อีกครั้ง”

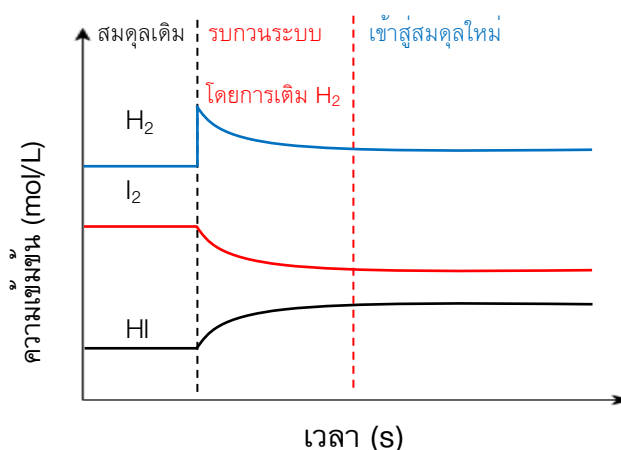
### ปัจจัยที่มีผลต่อภาวะสมดุล

#### 1) ปัจจัยความเข้มข้น

การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารตั้งต้นหรือสารผลิตภัณฑ์จะไม่มีผลต่อค่าคงที่สมดุล (ค่า  $K_c$  เท่าเดิม) แต่ทำให้สมดุลของระบบเปลี่ยนไป ระบบจะปรับตัวเพื่อให้เข้าสู่สมดุลใหม่ เนื่องจากผลของไอออนร่วม (common ion effect) ที่เติมลงไปจะส่งผลกระทบต่อสมดุลทั้งทางที่จะเร่งให้ปฏิกิริยาดำเนินไปข้างหน้าหรือดำเนินย้อนกลับ ในทางใดทางหนึ่ง



ณ ภาวะสมดุล ความเข้มข้นของสาร  $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$  และ  $\text{HI}$  จะคงที่ แต่ถ้ามีการเติม  $\text{H}_2$  ลงในระบบเพิ่มขึ้น ปริมาณของ  $\text{H}_2$  (ความเข้มข้นของ  $\text{H}_2$ ) ที่เติมจะเป็นตัวรบกวนระบบส่งผลให้ภาวะสมดุลเดิมเสียไป ระบบต้องมีการเปลี่ยนแปลงเพื่อลดตัวรบกวน (ในที่นี้คือ  $\text{H}_2$ ) หลักเลอชาเตอลีเยอร์ โดยให้  $\text{H}_2$  เร่งทำปฏิกิริยากับ  $\text{I}_2$  เพิ่มขึ้น ปฏิกิริยาจึงดำเนินไปทางขวามากขึ้น เกิด  $\text{HI}$  มากขึ้น จนกระทั่งเข้าสู่ภาวะสมดุลใหม่อีกครั้ง ดังภาพที่ 6.7



ภาพที่ 6. 6 กราฟแสดงการรบกวนระบบโดยการเติม  $\text{H}_2$

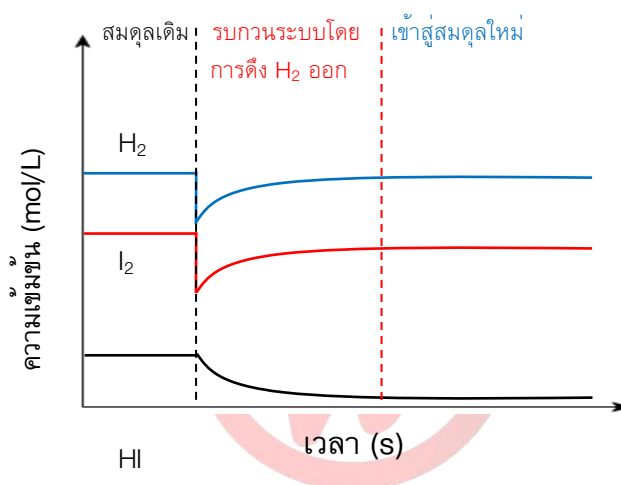
จากภาพที่ 6.7 เมื่อเติม  $\text{H}_2$  ลงเพิ่ม จะเห็นว่าปริมาณของ  $\text{H}_2$  เพิ่มขึ้นทันที (เพราะในระบบมี  $\text{H}_2$  มากขึ้น) เมื่อระบบปรับตัวเพื่อเข้าสู่สมดุลใหม่โดยการทำปฏิกิริยากับ  $\text{I}_2$  มากขึ้น ทำให้ปริมาณ  $\text{I}_2$  ลดลงทันที ปริมาณ  $\text{H}_2$  จะค่อยๆ ลดลงเนื่องจากต้องทำปฏิกิริยากับ  $\text{I}_2$  ในขณะเดียวกันปริมาณ  $\text{HI}$  จะเพิ่มขึ้น

ทันที เพราะปฏิกิริยาดำเนินไปข้างหน้า จนกระทั่งเข้าสู่สมดุลใหม่  $[H_2]$  จะมีมากกว่าสมดุลเดิม เนื่องจากในระบบมี  $[H_2]$  มากขึ้น ส่วน  $[I_2]$  ลดลง เนื่องจากต้องใช้ในการเกิดปฏิกิริยากับ  $H_2$  กรณี  $[HI]$  มากกว่าสมดุลเดิมเพราะสมดุลดำเนินไปทางขวามากขึ้น การเกิดปฏิกิริยาเป็น  $[HI]$  จึงมากขึ้น

**ตัวอย่าง 6.13** จากสมดุลของปฏิกิริยา  $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

ถ้าเอาความเข้มข้นของ  $H_2$  ออกจากระบบบางส่วน จะส่งผลอย่างไรกับสมดุลเดิม

**วิธีคิด** ระบบถูกรบกวนโดยการดึงเอา  $H_2$  ออก จากหลักเลอชาเตอลิเอร์ ระบบต้องมีการเปลี่ยนแปลงเพื่อลดตัวรบกวน (ในที่นี้คือ  $H_2$ ) โดยต้องเพิ่ม  $H_2$  ในระบบโดยการสลายตัวของ  $HI$  สมดุลจึงดำเนินไปทางซ้าย จนกระทั่งเข้าสู่สมดุลใหม่อีกครั้ง ลักษณะกราฟที่ควรเป็นคือ

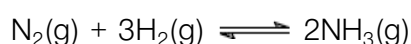


จะเห็นได้ว่าการเพิ่มหรือลดความเข้มข้นของสารตั้งต้นหรือสารผลิตภัณฑ์ ทำให้สมดุลเปลี่ยนแปลงไปทางใดนั้น สรุปได้ดังนี้

ถ้าเป็นการเพิ่มความเข้มข้นของสารตั้งต้นหรือสารผลิตภัณฑ์ สมดุลจะดำเนินไปในทิศทางตรงกันข้ามกับด้านที่เพิ่ม เพื่อลดปริมาณสารที่เติมลงไปให้น้อยลงและระบบจะเข้าสู่ภาวะสมดุลใหม่

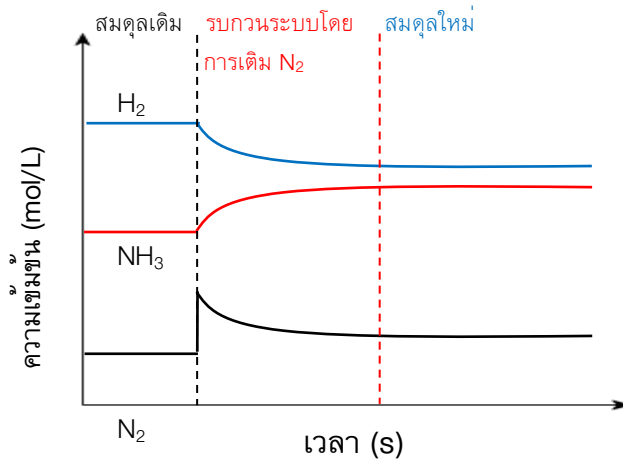
ถ้าเป็นการลดความเข้มข้นของสารตั้งต้นหรือสารผลิตภัณฑ์ สมดุลจะดำเนินไปในทิศทางเดียวกันกับด้านที่ลดสารนั้น เพื่อเพิ่มปริมาณสารที่ถูกลดลงให้มากขึ้นและระบบจะเข้าสู่ภาวะสมดุลใหม่ จากกราฟในภาพที่ 6.7 ความเข้มข้นของสารทุกชนิดที่สมดุลใหม่จะต่างจากความเข้มข้นของสารนั้นที่สมดุลเดิม แต่ค่าคงที่สมดุลยังคงเท่าเดิม

ปฏิกิริยาการเตรียมแอมโมเนีย ( $NH_3$ ) ดังสมการ

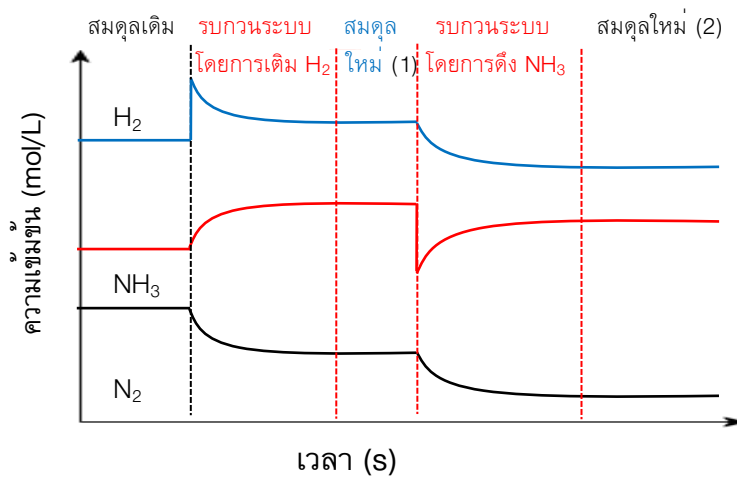


ถ้าเติมแก๊ส  $N_2$  ลงไปเพิ่มจะทำให้สมดุลของระบบนี้เปลี่ยนแปลงตามหลักเลอชาเตอลิเอร์ โดยสมดุลจะเลื่อนไปข้างหน้ามากขึ้นเพื่อลดปริมาณ  $N_2$  ที่เป็นตัวรบกวนลง แล้วเกิดสมดุลใหม่ขึ้นมา ที่ภาวะ

สมดุลใหม่ ความเข้มข้นของ  $N_2$  มากกว่าสมดุลเดิม ความเข้มข้นของ  $NH_3$  มากกว่าสมดุลเดิมเพราะสมดุลดำเนินไปทางขวามากขึ้น ส่วนความเข้มข้นของ  $H_2$  น้อยกว่าสมดุลเดิมเพราะสมดุลดำเนินไปทางขวามากขึ้น ดังภาพที่ 6.8 แต่ถ้การรบกวนเกิดขึ้นโดยการเติม  $H_2$  หรือการกำจัด  $NH_3$  ออก จะได้กราฟดังภาพที่ 6.9



ภาพที่ 6.7 แสดงภาวะสมดุลเมื่อเติม  $N_2$  ลงในปฏิกิริยาการเตรียมแอมโมเนีย



ภาพที่ 6.8 ภาวะสมดุลของการเตรียม  $NH_3$  เมื่อมีการรบกวนระบบโดยการเติม  $H_2$  และเติม  $NH_3$  ออก

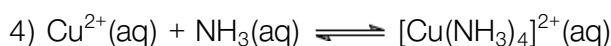
2) ปัจจัยความดัน

การเปลี่ยนแปลงความดันจะมีผลรบกวนปฏิกิริยาที่สารทั้งหมดอยู่ในสถานะแก๊สเท่านั้น เมื่อสารตั้งต้น (สถานะแก๊ส) ทำปฏิกิริยากันแล้วเกิดเป็นสารผลิตภัณฑ์ (สถานะแก๊ส) จนกระทั่งปฏิกิริยาดำเนินไปเข้าสู่สมดุล หากมีการรบกวนระบบโดยทำให้ความดันของสารตั้งต้นหรือสารผลิตภัณฑ์เปลี่ยนแปลงไปจะส่งผลต่อค่าคงที่สมดุล ระบบจำเป็นต้องลดตัวรบกวนตามหลักเลอชาเตอลิเอร์

จากกฎของบอยล์ที่ว่า “ปริมาตรแก๊สแปรผกผันกับความดัน” เมื่อความดันภายนอกเพิ่มขึ้น ปริมาตรของแก๊สจะลดลง

จากกฎของอาโวกาโดร ที่ว่า “ปริมาตรแก๊สแปรผันกับจำนวนโมลของแก๊ส”





5. จากปฏิกิริยา  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$  ที่ภาวะสมดุลพบว่าความเข้มข้นของ  $\text{N}_2\text{O}_4$  เท่ากับ  $4.50 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$  และ  $\text{NO}_2$  เท่ากับ  $1.60 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$  จงหาค่า  $K_c$  ของปฏิกิริยานี้
6. แก๊สไฮโดรเจนไอโอไดด์ ( $\text{HI}$ ) สลายตัวตั้งสมการ  $2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$  ถ้าบรรจุ  $\text{HI}$  4.0 โมล ในภาชนะ 5 ลิตร ที่อุณหภูมิ  $500^\circ\text{C}$  พบว่าที่สมดุลจะมีปริมาณของ  $\text{I}_2$  เท่ากับ 0.404 โมล และ  $\text{H}_2$  เท่ากับ 0.124 โมล จงหาค่า  $K_c$  ของปฏิกิริยานี้
7. ปฏิกิริยา  $2\text{NH}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$  ที่อุณหภูมิ  $25^\circ\text{C}$  มีค่า  $K_p = 3.0 \times 10^5 \text{ atm}^{-1}$  จงหาค่า  $K_c$
8. ที่ภาวะสมดุลพบว่า ความดันของแก๊ส  $\text{NH}_3$  เท่ากับ 0.25 atm ความดันของแก๊ส  $\text{N}_2$  เท่ากับ 1.5 atm และความดันของแก๊ส  $\text{H}_2$  เท่ากับ 3.30 atm จงหาค่าคงที่สมดุล ( $K_p$ ) ของปฏิกิริยาการเตรียมแก๊ส  $\text{NH}_3$  ตั้งสมการ  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$
9. สาร A 0.5 โมล สลายตัวเป็นสาร B ในภาชนะ 1 ลิตร ที่  $25^\circ\text{C}$  ตามสมการ  $\text{A}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{B}(\text{g})$  ถ้าค่า  $K_c$  ของปฏิกิริยาเท่ากับ 0.080 จงคำนวณหาความเข้มข้นของสาร A และ B ที่ภาวะสมดุล
10. จงคำนวณค่า  $K_c$  ณ อุณหภูมิหนึ่ง แก๊ส  $\text{HI}$  จำนวน 2 mol/L สลายตัว 20% ตามสมการ  $2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$
11. ณ อุณหภูมิ  $430^\circ\text{C}$  ที่ภาวะสมดุลของปฏิกิริยา  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$  ที่มีค่า  $K_c$  เท่ากับ 54.3 ถ้าเริ่มต้นมี  $\text{H}_2$  0.50 โมลและ  $\text{I}_2$  0.50 โมลบรรจุอยู่ในภาชนะขนาด 1.0 ลิตร จงคำนวณความเข้มข้นของ  $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$  และ  $\text{HI}$  หน่วย mol/L
12. ทำนายการดำเนินไปของปฏิกิริยาเมื่อสมดุลถูกรบกวน
- $$2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 2\text{I}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq})$$
- (ก) เมื่อเติม  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  สมดุลเลื่อนไปทาง
- (ข) เมื่อเติม  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  สมดุลเลื่อนไปทาง
- (ค) เมื่อเติม  $\text{KI}$  สมดุลเลื่อนไปทาง
- (ง) เมื่อเติม  $\text{AgNO}_3$  สมดุลเลื่อนไปทาง
13. ปฏิกิริยา  $\text{I}_2(\text{g}) + \text{C}_5\text{H}_8(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_6(\text{g}) + 2\text{HI}(\text{g})$  จงบอกแนวโน้มความเข้มข้นของสาร ณ สมดุลใหม่ เทียบกับสมดุลเดิม เมื่อมีการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสาร ดังนี้

ปัจจัยรบกวนระบบ	ทิศทางสมดุล	ความเข้มข้นของสาร ณ สมดุลใหม่ เทียบกับสมดุลเดิม			
		$\text{I}_2$	$\text{C}_5\text{H}_8$	$\text{C}_5\text{H}_6$	$\text{HI}$
ก) เติม $\text{I}_2$	→ ขวา	เพิ่ม	ลดลง	เพิ่ม	เพิ่ม
ข) เติม $\text{C}_5\text{H}_8$					
ค) เติม $\text{C}_5\text{H}_6$					
ง) เติม $\text{HI}$					
จ) ดึง $\text{I}_2$ ออก					
ฉ) ดึง $\text{HI}$ ออก					