

Chemical Equilibrium

สมดุลเคมี

Department of Chemistry

Faculty of Science

Maejo University

สาขาวิชาเคมี

คณะวิทยาศาสตร์

มหาวิทยาลัยแม่โจ้

เนื้อหาของสมดุลเคมี

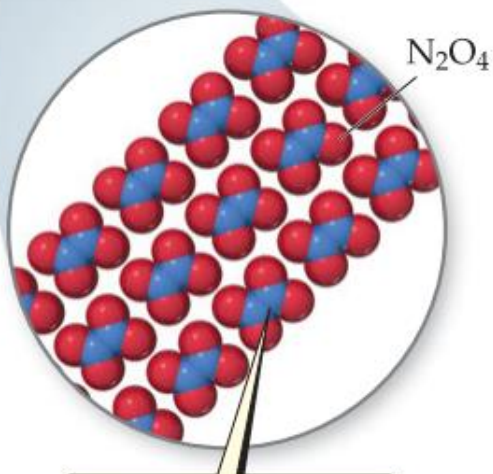
1. ลักษณะการดำเนินไปของปฏิกิริยา
2. ค่าคงที่สมดุลและปัจจัยที่มีผลต่อค่าคงที่สมดุล
3. กฎของ Le Châtelier และปัจจัยที่มีผลต่อสมดุลเคมี
4. การคำนวณเกี่ยวกับค่าคงที่สมดุล

1. ลักษณะการดำเนินไปของปฏิกิริยา

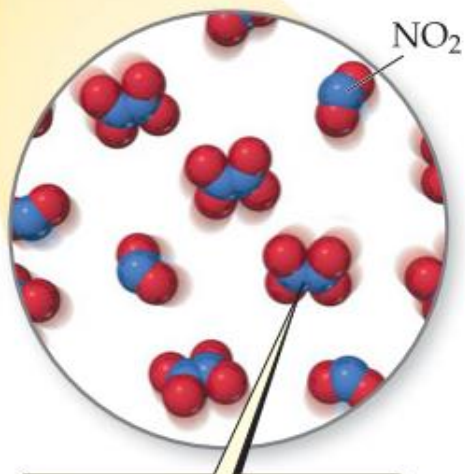
สมดุลเคมีเป็นสถานะที่เราไม่สามารถสังเกตเห็นการเปลี่ยนแปลงใดๆ ความเข้มข้นของสารตั้งต้น และผลิตภัณฑ์ มีค่าคงที่ ไม่เพิ่มขึ้นหรือลดลง

แต่...แม้ว่าเรามองไม่เห็น ระบบยังมีการเปลี่ยนแปลงในระดับโมเลกุลอยู่ตลอดเวลา เราเรียกการเปลี่ยนแปลงแบบนี้ว่า อยู่ในสถานะพลวัต

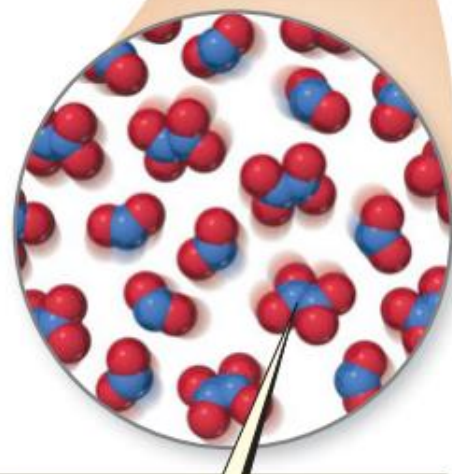
หรือสถานะไดนามิก (dynamic equilibrium)



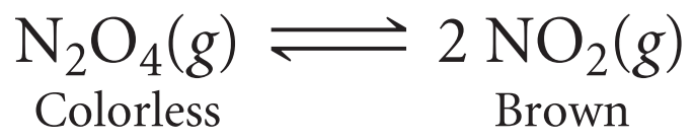
Frozen N_2O_4 sample is nearly colorless



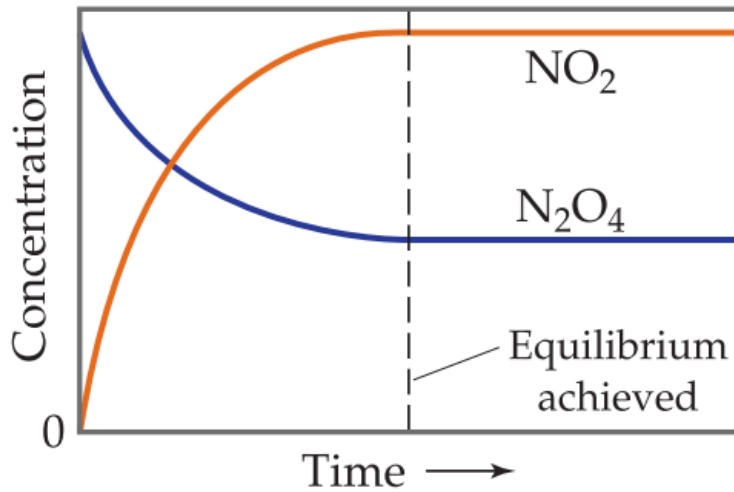
Warmed N_2O_4 dissociates to brown $\text{NO}_2(\text{g})$



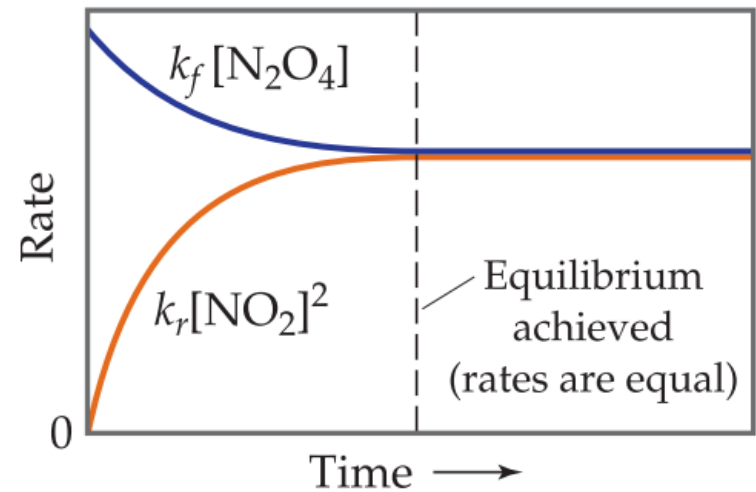
Colors stop changing, equilibrium reached: rate of reaction $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g})$ = rate of reaction $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$



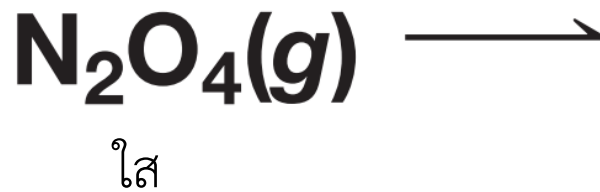
สมดุลเคมีเกิดขึ้นเมื่ออัตราการเดินหน้า = ผนังกลับ



(a)



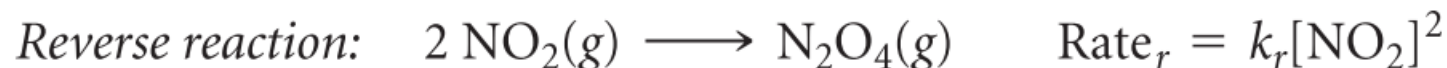
(b)



น้ำตาลเข้ม

สมดุลเคมี

อัตราการเกิดปฏิกิริยาไม่จำเป็นต้องเท่ากันช่วงแรก



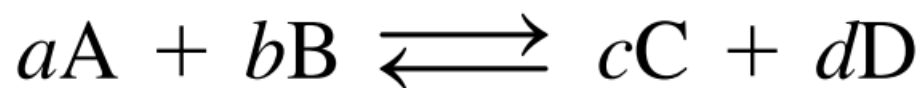
แต่เมื่อถึงสมดุลแล้ว

$$\begin{array}{ccc} k_f[\text{N}_2\text{O}_4] & = & k_r[\text{NO}_2]^2 \\ \text{Forward reaction} & & \text{Reverse reaction} \end{array}$$

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

2. ค่าคงที่สมดุล K

จากปฏิกิริยาใดๆที่สามารถผันกลับได้



เราสามารถหาค่าคงที่สมดุล K_c ได้ดังนี้

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

โดย ตัวห้อย c ใน K_c นั้นบ่งบอกว่าค่าคงที่สมดุลนี้ได้มาจากความเข้มข้น (concentration) ใน หน่วย M

*ค่า K ขึ้นอยู่กับอุณหภูมิ ถ้าระบบเข้าสู่สภาวะสมดุลแล้วอุณหภูมิคงที่ ค่า K ก็จะคงที่ด้วยเช่นกัน

ค่าคงที่สมดุล (K) บ่งบอกว่าปฏิกิริยามีแนวโน้ม
ดำเนินไปสู่ผลิตภัณฑ์มากน้อยเพียงใด

ขนาดของ K บอกเราว่าที่สมดุลจะมีสารตั้งต้นหรือผลิตภัณฑ์มากกว่า
 K เล็ก ผลิตภัณฑ์น้อยกว่าสารตั้งต้น เสมือนไม่เกิดปฏิกิริยาเลย



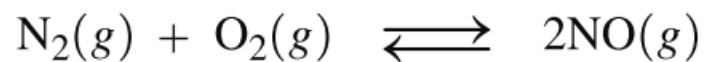
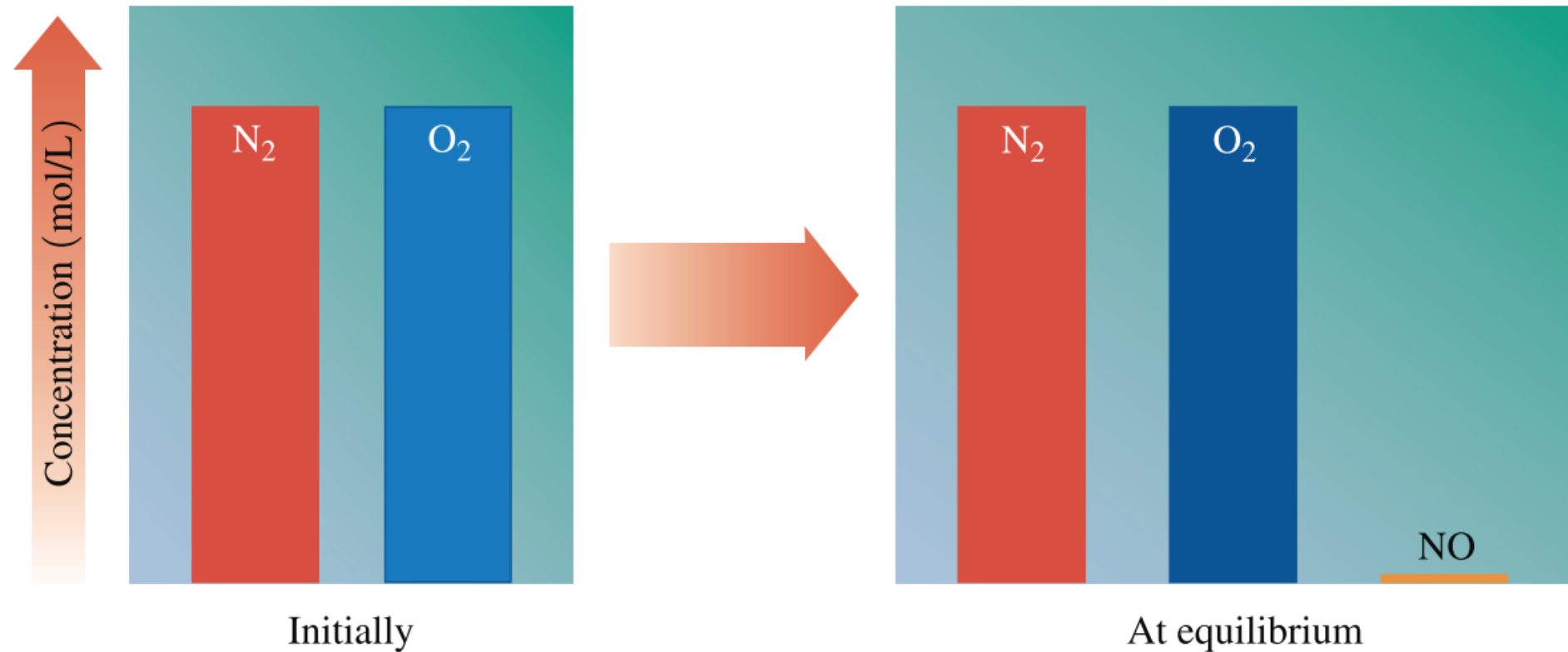
K ใหญ่ ผลิตภัณฑ์มากกว่าสารตั้งต้น ปฏิกิริยาสมบูรณ์แบบ



K ปานกลาง มีทั้งสารตั้งต้น/ผลิตภัณฑ์ปริมาณพอๆกัน

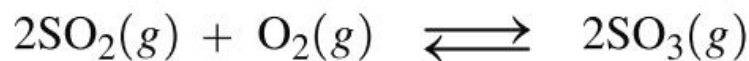
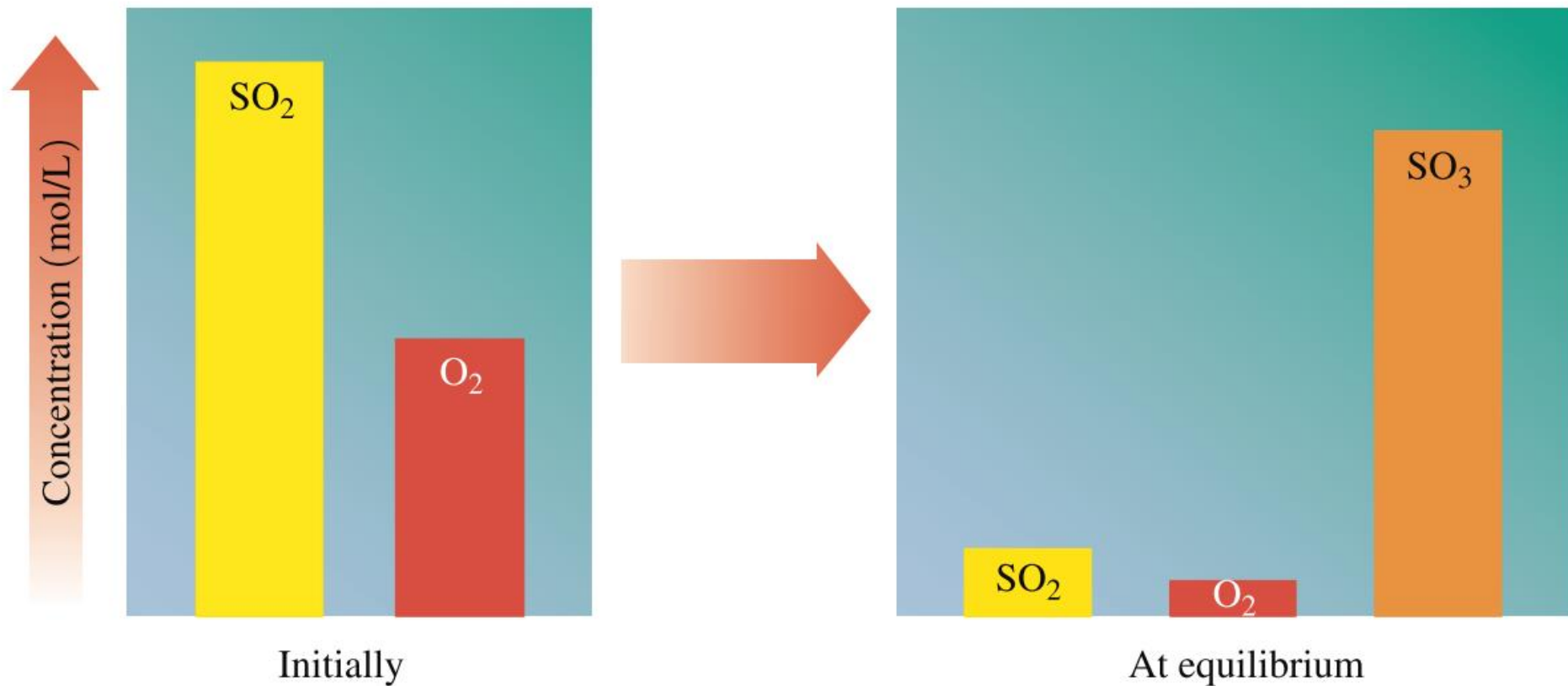


*ค่าคงที่สมดุล K จะเป็นตัวเอียง (*Italics*) เพื่อให้แตกต่างกับอุณหภูมิ K (Kelvin)



$$K_c = \frac{[\text{ผลิตภัณฑ์}]}{[\text{สารตั้งต้น}]}$$

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]} \frac{\text{ผลิตภัณฑ์น้อย}}{\text{สารตั้งต้นมาก}} = 2 \times 10^{-9}$$

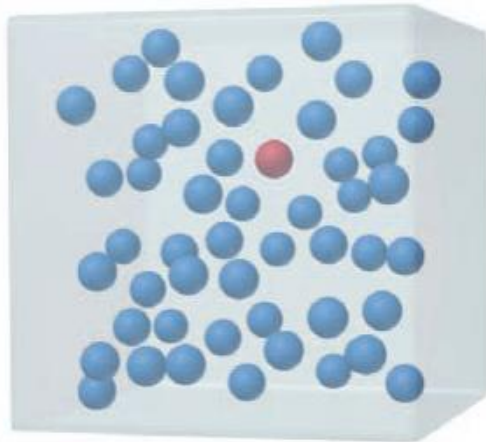


$$K_c = \frac{[\text{ผลิตภัณฑ์}]}{[\text{สารตั้งต้น}]}$$

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} \frac{\text{ผลิตภัณฑ์มาก}}{\text{สารตั้งต้นน้อย}} = 3.4 \times 10^2$$

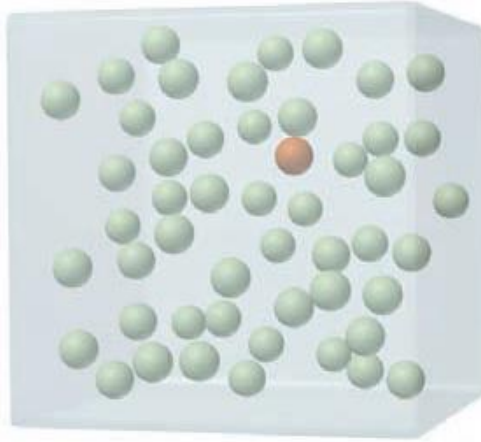
ตัวอย่างของค่า K ที่แตกต่างกัน

สมมติว่าทุกระบบมีจำนวนอะตอมอยู่ทั้งสิ้น 50 อะตอม



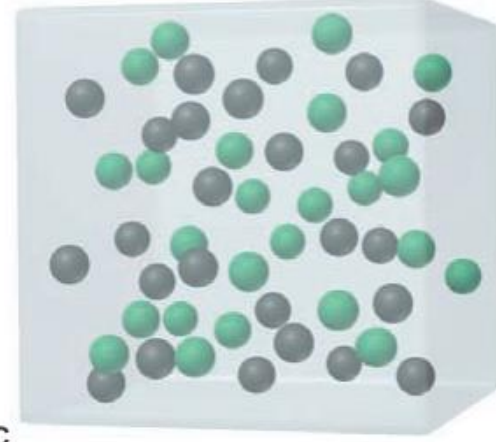
A

$$K = \frac{1}{49} = 0.020$$



B

$$K = \frac{49}{1} = 49$$



C

$$K = \frac{25}{25} = 1$$

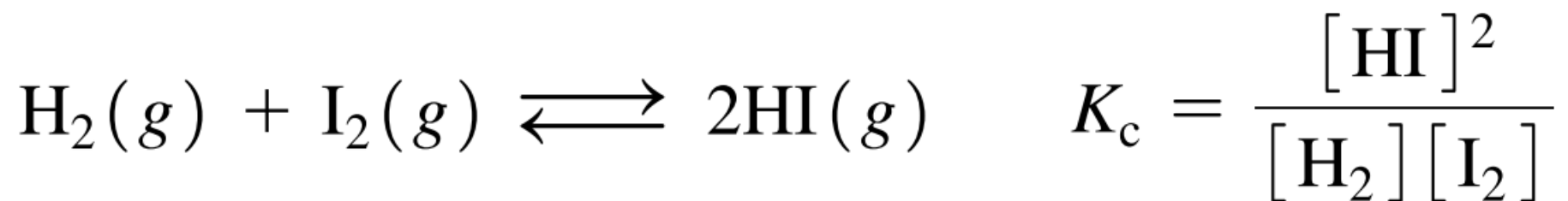


TABLE 13.2 Equilibrium Constant for $\text{H}_2(g) + \text{I}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{HI}(g)$ at 427 °C

Experiment	Concentrations at Equilibrium			Equilibrium Constant
	$[\text{H}_2]$	$[\text{I}_2]$	$[\text{HI}]$	
1	0.10 M	0.20 M	1.04 M	
2	0.20 M	0.20 M	1.47 M	
3	0.30 M	0.17 M	1.66 M	

สมดุลแบบเป็นเนื้อเดียวกัน (สมดุลเอกพันธ์)

สถานะของสารในปฏิกิริยามีสถานะเดียวกัน ก่อนหน้านี้เราพูดถึงแค่ K_c แต่ถ้าเป็นก๊าซแล้วก็สามารถพูดถึง K_p ในรูปแบบของความดันย่อยได้ โดย ความดัน (P) สัมพันธ์กับความเข้มข้น (M) ตามสมการ $PV = nRT$

P – Pressure ความดัน

V – Volume ปริมาตร

n – number of moles จำนวนโมล

R – gas constant ค่าคงที่ก๊าซ

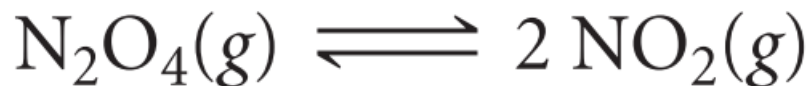
T – Temperature อุณหภูมิ

M – Molar (mol L^{-1})

$$P = \frac{n}{V} RT$$

$$P = MRT$$

ค่าคงที่ในหน่วยของความดัน K_p vs K_c



$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \qquad K_p = \frac{(P_{\text{NO}_2})^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

โดยทั่วไปแล้ว $K_p \neq K_c$ แต่เราสามารถหาความสัมพันธ์ได้

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

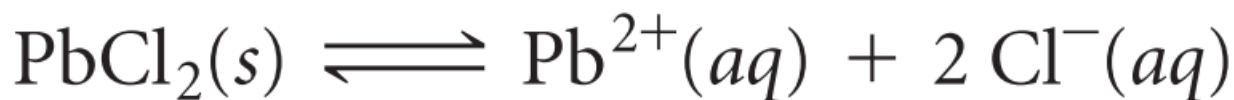
Δn = จำนวนโมลก๊าซผลิตภัณฑ์ - จำนวนโมลก๊าซสารตั้งต้น

ตัวอย่างข้างต้น $\Delta n = 2 - 1 = 1 \quad \therefore K_p = K_c RT$

*สังเกตให้ดีว่าในกรณีใดบ้างที่ $K_p = K_c$

สมดุลแบบไม่เป็นเนื้อเดียวกัน (สมดุลวิวิธพันธ์)

สถานะของสารในปฏิกิริยาแตกต่างกัน เช่น



$$K_c = \frac{[\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2}{\cancel{[\text{PbCl}_2]}}$$

$$K_c = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$$

เราสามารถดึงของแข็งหรือของเหลวบริสุทธิ์ออกจากสมการได้เนื่องจากความเข้มข้นของสารเหล่านี้มีค่าคงที่

ทางด้าน thermodynamics แล้ว activity = 1

*แม้ว่า PbCl_2 จะไม่เป็นส่วนหนึ่งของค่าคงที่สมดุล K_c แต่ก็ยังจำเป็นต้องมีเพื่อให้ระบบเข้าสู่สมดุล

จากปฏิกิริยานี้ จงแสดงการหาค่า K_c และ K_p



$$K_c = \frac{[\cancel{\text{CaO}}][\text{CO}_2]}{[\cancel{\text{CaCO}_3}]}$$

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

$$K_p = \frac{\cancel{P_{\text{CaO}}} P_{\text{CO}_2}}{\cancel{P_{\text{CaCO}_3}}}$$

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

ผลหารปฏิกิริยา Reaction Quotient (Q_c)

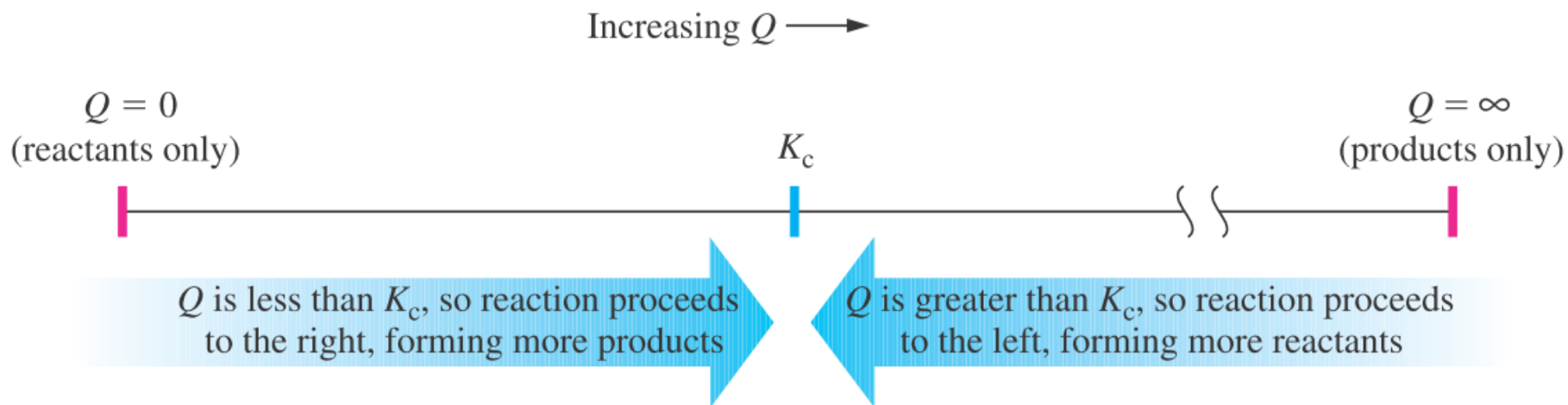
เมื่อเรารู้ค่าคงที่สมดุลแล้ว เราสามารถทำนายทิศทางการเกิดปฏิกิริยาได้โดยการเปรียบเทียบค่า Q กับ ค่า K



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

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

การเปรียบเทียบค่า Q (ระบบยังไม่ถึงสมดุล)



$Q < K$ ระบบจะเดินไปข้างหน้ามากกว่า จนถึงสมดุล

$Q = K$ ระบบถึงสมดุลแล้ว

$Q > K$ ระบบจะผันกลับมากกว่า จนถึงสมดุล

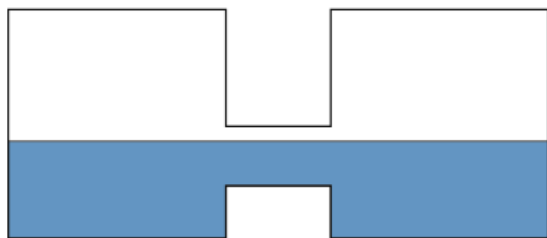


3. กฎของ Le Châtelier

Henri-Louis Le Châtelier (1850-1936) Le Chatelier เลอ-ชา-เตอ-ลิ-เยร์
Le Châtelier เลอ-แซท-เทอ-ลิ-เอ

“ถ้าระบบที่อยู่ในสภาวะสมดุลถูกรบกวนโดยการเปลี่ยนแปลงทาง อุณหภูมิ ความดัน หรือ ความเข้มข้น แล้ว ระบบนั้นก็
จะปรับตัวไปในทิศทางที่ทำให้การรบกวนนั้นลดลง”

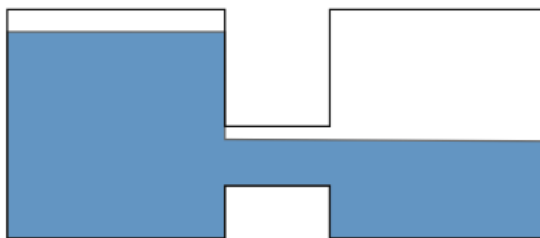
Water at equilibrium



Tank A

Tank B

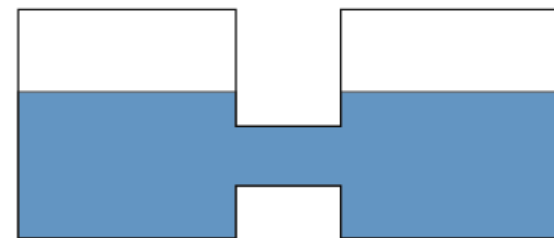
Stress as water is added to first tank
Increasing rate of forward direction



Tank A

Tank B

New equilibrium established



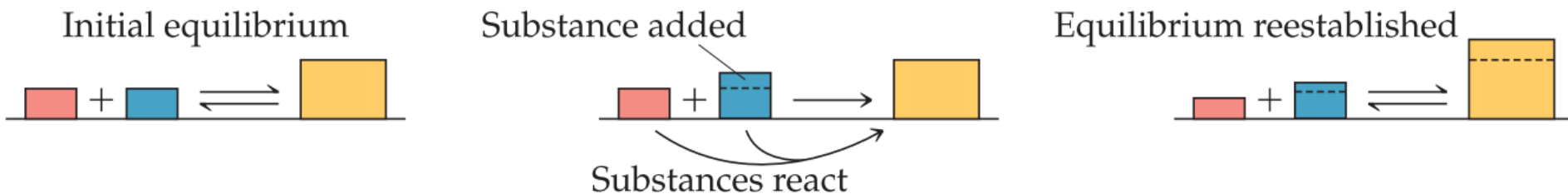
Tank A

Tank B

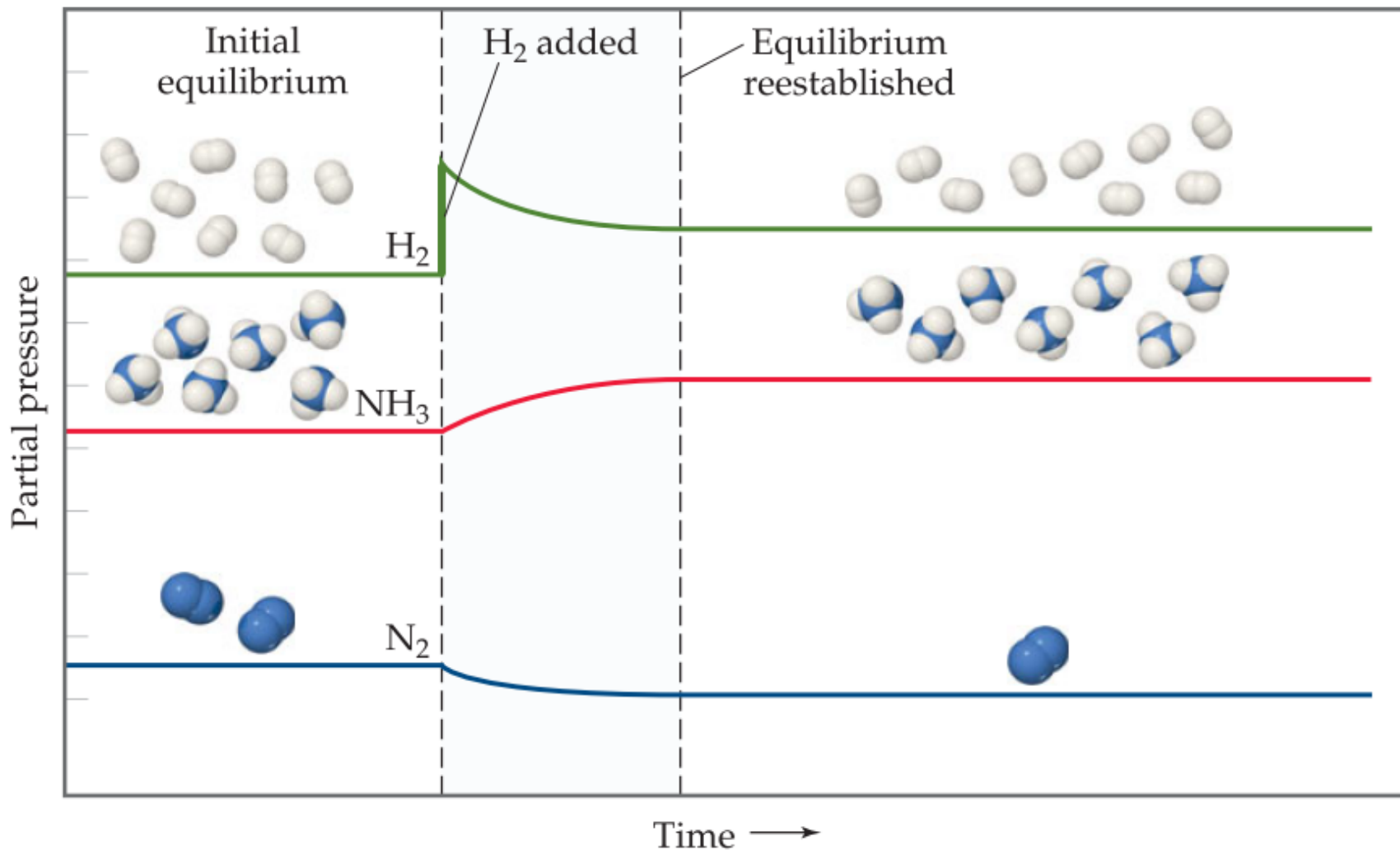
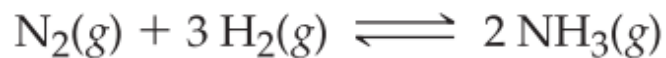
ผลของความเข้มข้นต่อสมดุลเคมี

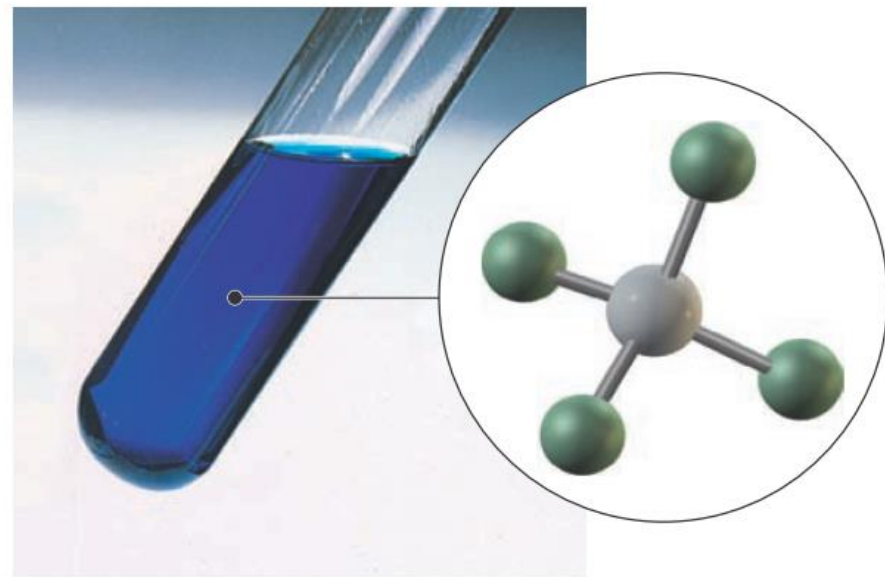
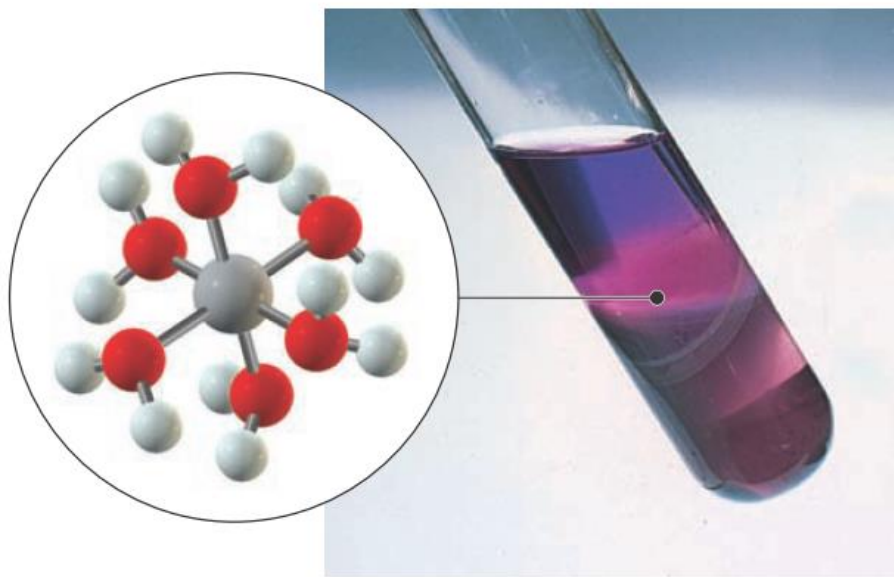
ถ้าเพิ่มสารเข้าไป ระบบจะ “ดุดกถึน” สารนั้น

ถ้าดึงสารออก ระบบจะ ผลิตสารนั้นเพิ่มขึ้นใหม่



ผลของการเติม H_2 ลงไปในระบบที่สมดุล





เมื่อเราเติม HCl ปริมาณ Cl^- ที่เพิ่มขึ้นจะดันปฏิกิริยา $\rightarrow$

หากเติม AgNO_3 ปริมาณ Cl^- ที่ลดลงจะดันปฏิกิริยา $\leftarrow$

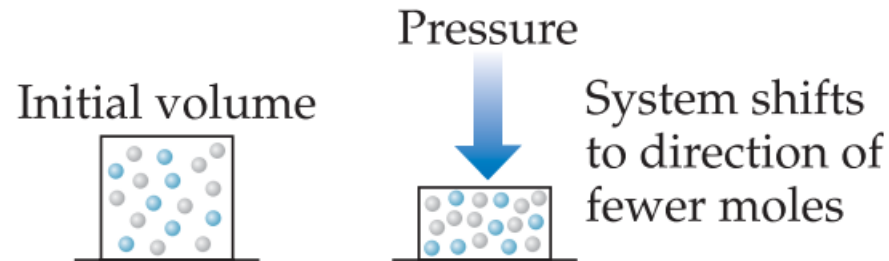
* AgCl (s) ตกตะกอน

ผลของความดันต่อสมดุลเคมี

ที่อุณหภูมิคงที่ การเปลี่ยนแปลงปริมาตร(ความดัน)ของก๊าซ

- ลดปริมาตร/เพิ่มความดัน

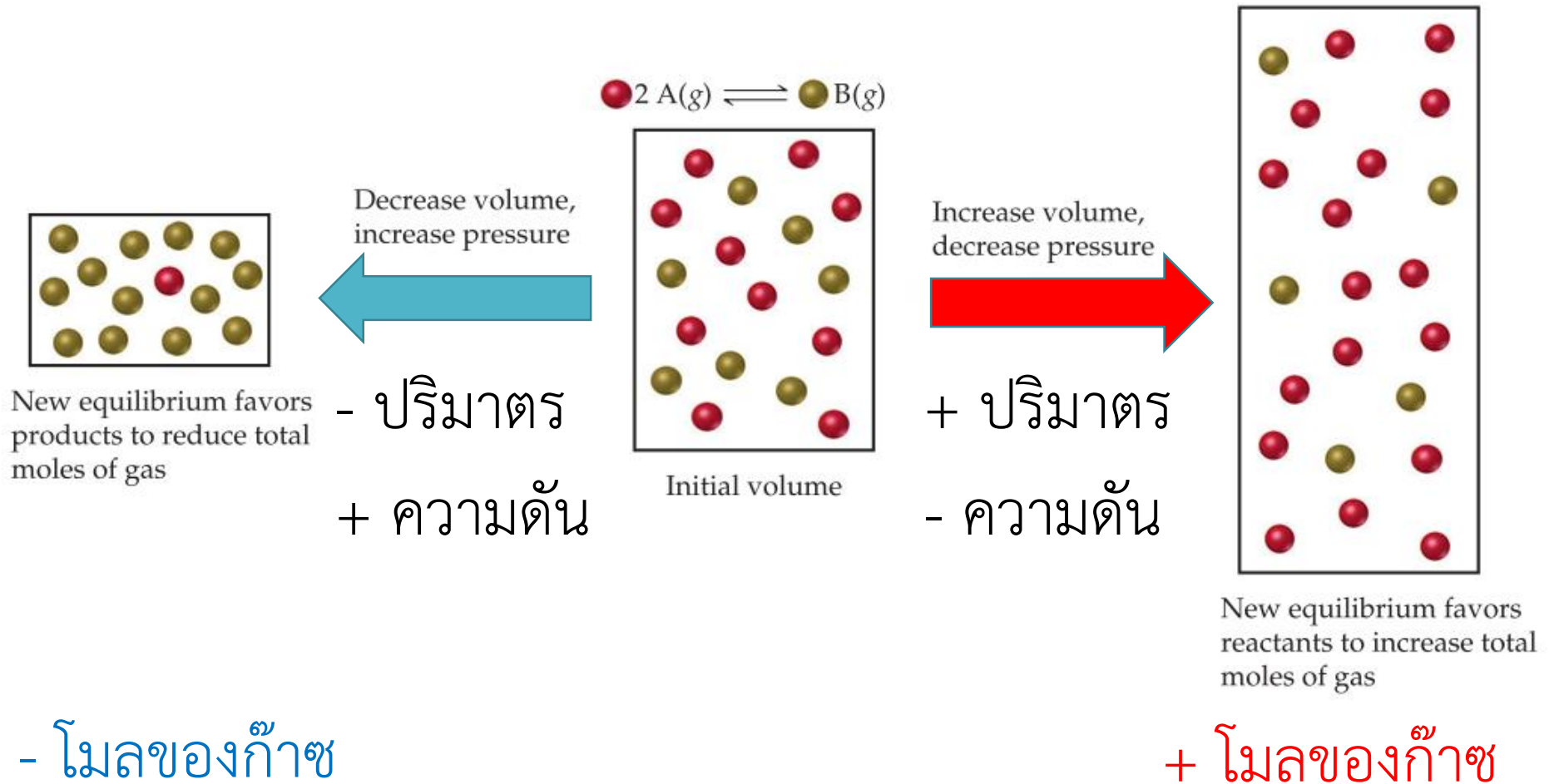
จะทำให้ระบบปรับตัวในทิศทางที่ลดจำนวนโมลของก๊าซ



- เพิ่มปริมาตร/ลดความดัน

จะทำให้ระบบปรับตัวในทิศทางที่เพิ่มจำนวนโมลของก๊าซ

ผลของความดันต่อสมดุลเคมี



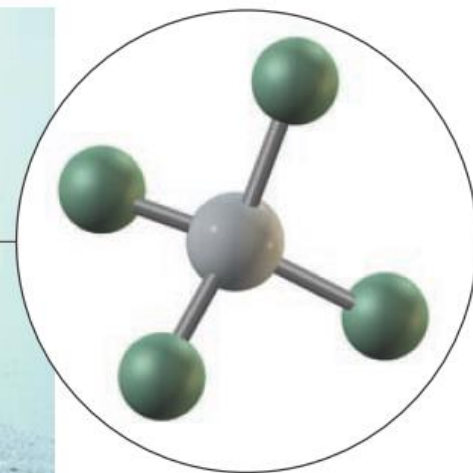
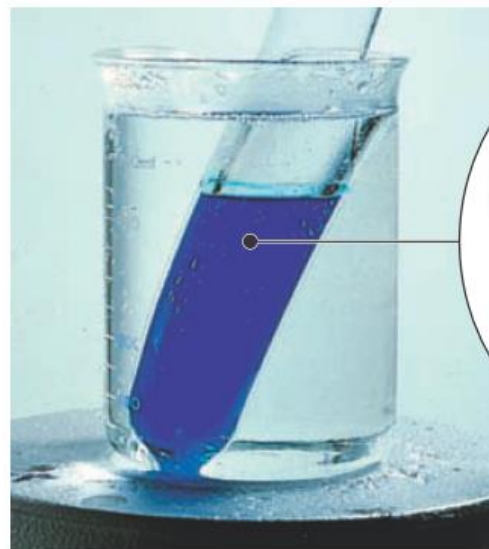
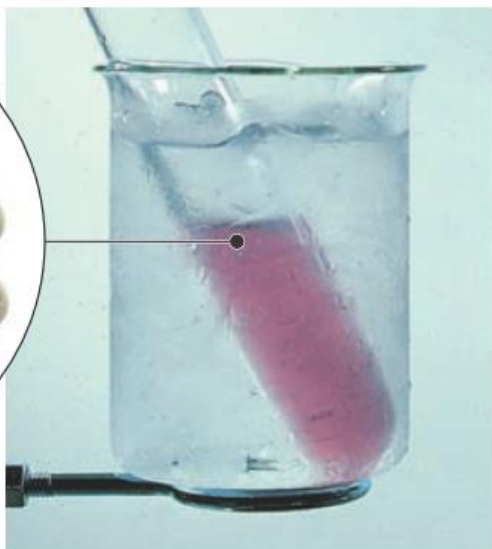
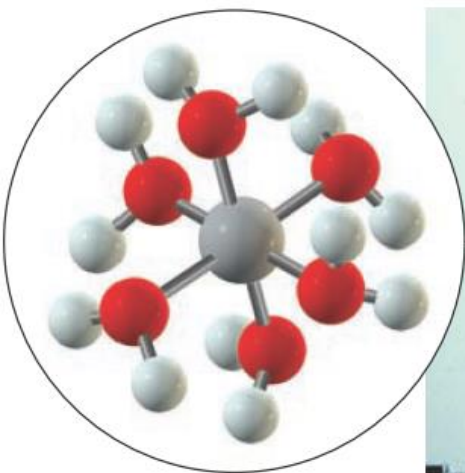
ผลของอุณหภูมิต่อสมดุลเคมี

การเพิ่มอุณหภูมิเปรียบเสมือน

- การเพิ่มสารตั้งต้น (สำหรับปฏิกิริยาดูดความร้อน)
- การเพิ่มผลิตภัณฑ์ (สำหรับปฏิกิริยาคายความร้อน)



ปฏิกิริยาดูดความร้อน



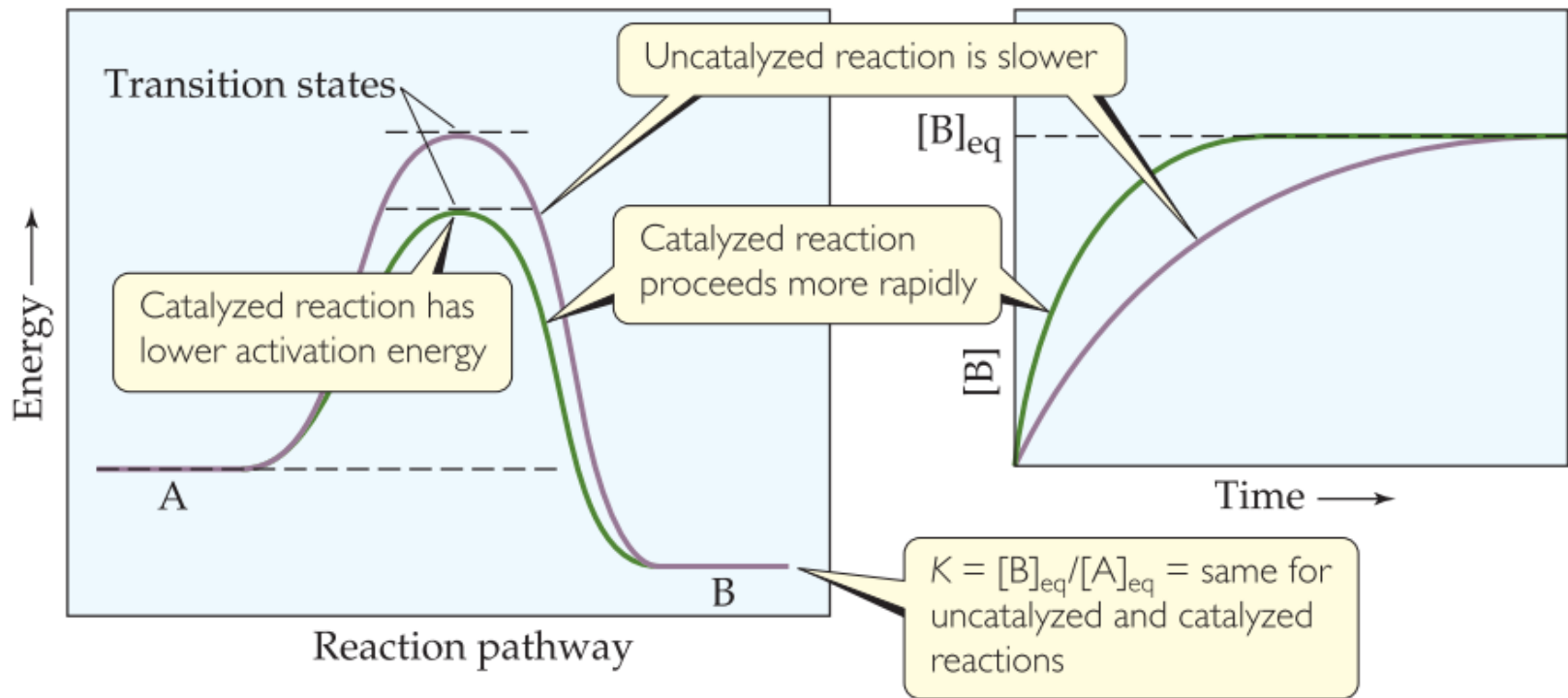
ในน้ำร้อน เพิ่ม heat เข้าไป

ในน้ำเย็น ดึง heat ออกมา

ปฏิกิริยาจะเดินไปข้างหน้า →

ปฏิกิริยาจะผันกลับ ←

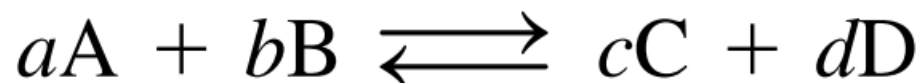
ผลของตัวเร่งปฏิกิริยา (catalyst) ต่อ K



▲ **FIGURE 15.14** A catalyst increases the rate at which equilibrium is reached but does not change the overall composition of the mixture at equilibrium.

ตัวเร่งปฏิกิริยาลด activation energy (E_a) และเพิ่มอัตราการเกิดปฏิกิริยา แต่ไม่มีผลต่อค่า K
ระบบจะถึงสมดุลเร็วขึ้น แต่ สัดส่วนความเข้มข้นของสารทุกตัวไม่เปลี่ยนแปลง

สรุปค่าคงที่สมดุล ความเข้มข้น K_C ความดัน K_P



ค่าคงที่จากความเข้มข้น	ค่าคงที่จากความดัน
$K_{\text{concentration}}$ $\frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = K_C$	K_{pressure} $\frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b} = K_P$

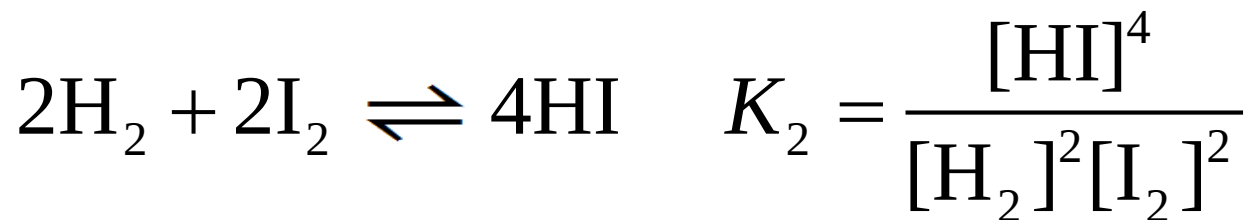
สรุปข้อมูลที่ได้จากค่าคงที่สมดุล K

1. ตัวเลขค่า K_C และ K_P เป็นคุณสมบัติเฉพาะของแต่ละสมการเคมี และ **ไม่ขึ้นอยู่กับความเข้มข้นแรกเริ่ม**ของสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์
2. ค่า K_C และ K_P สามารถบอกเราได้ว่าสารตั้งต้นจะเหลือเท่าไร และสามารถได้ผลิตภัณฑ์มากที่สุดเท่าใดเมื่อปฏิกิริยาใกล้สิ้นสุด(สมดุล)
 - 2.1 ถ้าค่า K ยิ่งสูงมากจะได้ผลิตภัณฑ์มาก เหลือสารตั้งต้นน้อย
 - 2.2 ถ้าค่า K ยิ่งต่ำมากจะได้ผลิตภัณฑ์น้อย เหลือสารตั้งต้นมาก

4. การคำนวณเกี่ยวกับค่าคงที่สมดุล

การใช้ค่าคงที่สมดุล K

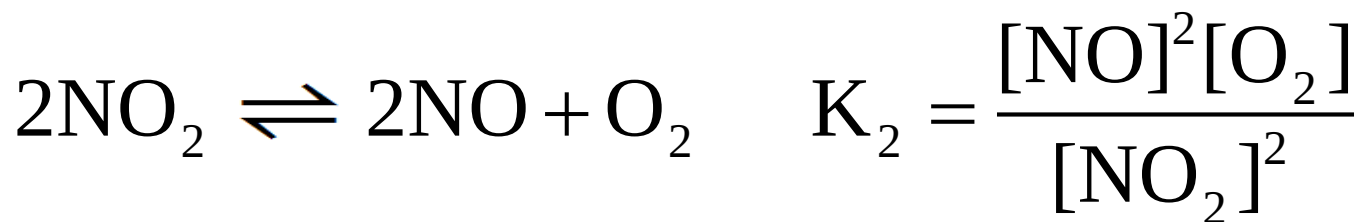
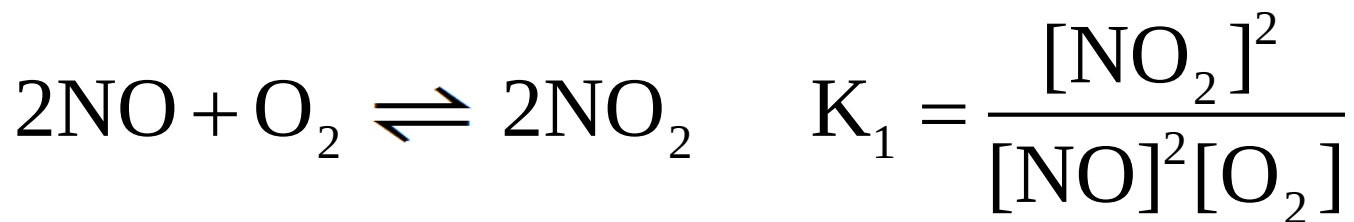
1. ค่า K ขึ้นอยู่กับอุณหภูมิ เพราะฉะนั้นต้องรู้อุณหภูมิที่คู่กันด้วย
2. สัมประสิทธิ์ของสมการเคมีมีผลต่อค่า K ยกตัวอย่างเช่น



$$K_2 = K_1^2$$

การใช้ค่าคงที่สมดุล K

3. ถ้าเขียนสมการกลับทิศทางการัน ค่า K ใหม่จะเป็นส่วนกลับของค่าเดิม



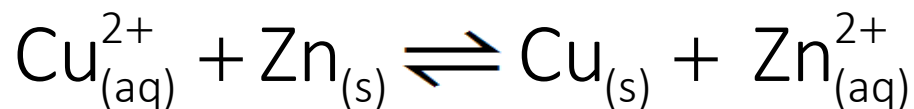
$$K_2 = \frac{1}{K_1}$$

การใช้ค่าคงที่สมดุล K

4. สำหรับปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นหลายขั้นตอน ค่า K ของปฏิกิริยารวมจะเท่ากับผลคูณของค่า K ในปฏิกิริยาย่อย

$$K_{\text{รวม}} = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3$$

5. “ความเข้มข้น”ของแข็ง/เหลว บริสุทธิ์คงที่ตลอด (ให้=1) และตัดออกจากสมการ



$$K = \frac{[\text{Cu}_{(\text{s})}][\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}]}{[\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}][\text{Zn}_{(\text{s})}]} = \frac{[\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}]}{[\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}]}$$

ตัวอย่างโจทย์เกี่ยวกับ K_p

ในการสลายตัวของก๊าซ N_2O_4 พบว่าเมื่อระบบถึงสมดุลแล้ว $K_p = 0.133$ และ ความดันก๊าซ N_2O_4 เท่ากับ 2.71 atm จงหาความดันก๊าซ NO_2



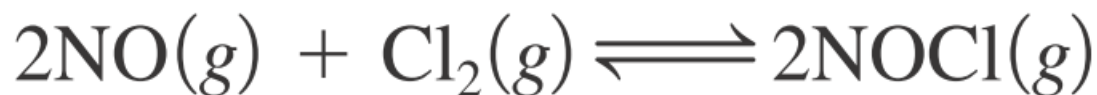
$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} = 0.133$$

$$P_{\text{NO}_2}^2 = K_p(P_{\text{N}_2\text{O}_4}) = (0.133)(2.71) = 0.360$$

$$P_{\text{NO}_2} = \sqrt{0.360} = 0.600$$

ตัวอย่างโจทย์เกี่ยวกับ K_p และ K_c

จากการศึกษาปฏิกิริยาการเกิดก๊าซ nitrosyl chloride ที่ $25\text{ }^{\circ}\text{C}$

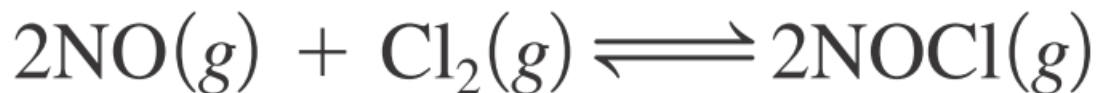


$$P_{\text{NOCl}} = 1.2 \text{ atm}$$

$$P_{\text{NO}} = 5.0 \times 10^{-2} \text{ atm}$$

$$P_{\text{Cl}_2} = 3.0 \times 10^{-1} \text{ atm}$$

จงคำนวณหาค่า K_p และ K_c



$$K_p = \frac{P_{\text{NOCl}}^2}{(P_{\text{NO}})^2(P_{\text{Cl}_2})} = \frac{(1.2)^2}{(5.0 \times 10^{-2})^2(3.0 \times 10^{-1})}$$

$$= 1.9 \times 10^3$$

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

$$\Delta n = 2 - (2 + 1) = -1$$

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

↓

$$K_p = K(RT)^{-1} = \frac{K}{RT}$$

$$R = 8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

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

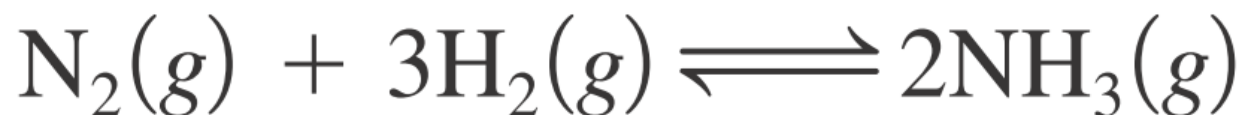
$$K = K_p(RT)$$

$$= (1.9 \times 10^3)(0.08206)(298)$$

$$= 4.6 \times 10^4$$

ตัวอย่างโจทย์เกี่ยวกับ K_c และ Q

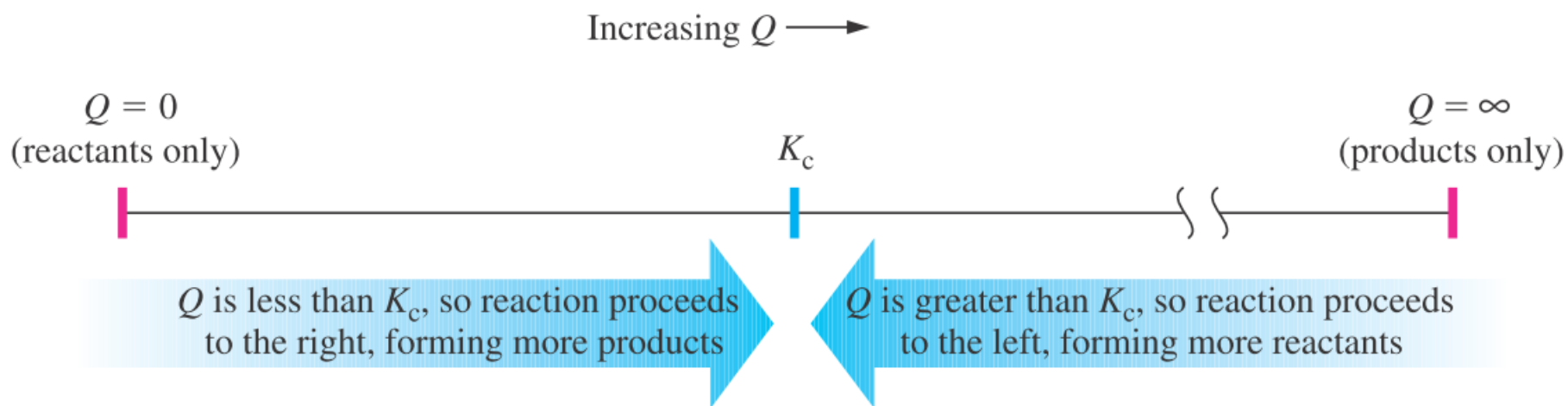
ในการสังเคราะห์แอมโมเนียที่ $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ พบว่ามีค่าคงที่สมดุล 6.0×10^{-2}



จงทำนายว่าปฏิกิริยาจะถูกดันไปทางใดในกรณีดังต่อไปนี้ เพื่อให้ระบบเข้าสู่สมดุล

- a. $[\text{NH}_3]_0 = 1.0 \times 10^{-3} M$; $[\text{N}_2]_0 = 1.0 \times 10^{-5} M$; $[\text{H}_2]_0 = 2.0 \times 10^{-3} M$
- b. $[\text{NH}_3]_0 = 2.00 \times 10^{-4} M$; $[\text{N}_2]_0 = 1.50 \times 10^{-5} M$; $[\text{H}_2]_0 = 3.54 \times 10^{-1} M$
- c. $[\text{NH}_3]_0 = 1.0 \times 10^{-4} M$; $[\text{N}_2]_0 = 5.0 M$; $[\text{H}_2]_0 = 1.0 \times 10^{-2} M$

การเปรียบเทียบค่า Q (ระบบยังไม่ถึงสมดุล)



$Q < K$ ระบบจะเดินไปข้างหน้ามากกว่า จนถึงสมดุล

$Q = K$ ระบบถึงสมดุลแล้ว

$Q > K$ ระบบจะผันกลับมากกว่า จนถึงสมดุล

System has too much product

System is at equilibrium

System has too much reactant



$$Q < K$$

Shift reaction to the right



$$Q = K$$

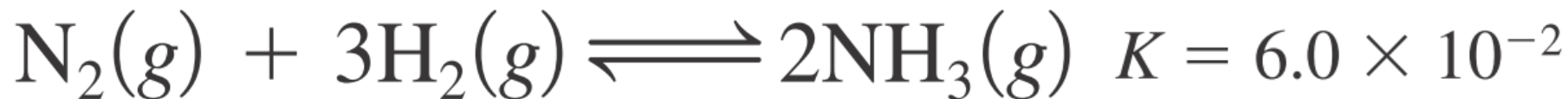
Shift reaction to the left



$$Q > K$$

สารตั้งต้นมากเกินไป

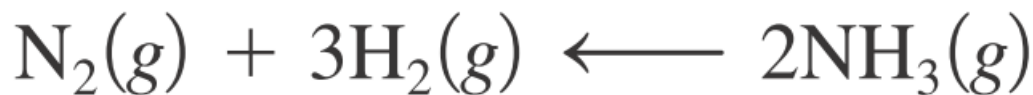
ผลิตภัณฑ์มากเกินไป

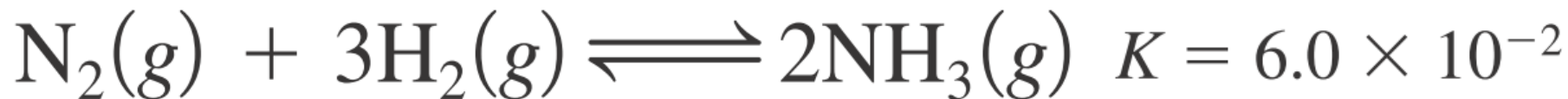


a. $[\text{NH}_3]_0 = 1.0 \times 10^{-3} M$; $[\text{N}_2]_0 = 1.0 \times 10^{-5} M$; $[\text{H}_2]_0 = 2.0 \times 10^{-3} M$

$$Q = \frac{[\text{NH}_3]_0^2}{[\text{N}_2]_0[\text{H}_2]_0^3} = \frac{(1.0 \times 10^{-3})^2}{(1.0 \times 10^{-5})(2.0 \times 10^{-3})^3} \\ = 1.3 \times 10^7$$

$Q > K$ ระบบจะผันกลับมากกว่า จนถึงสมดุล

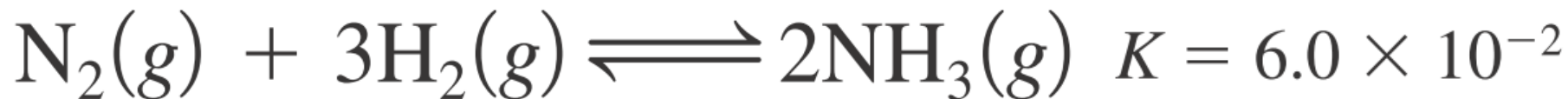




b. $[\text{NH}_3]_0 = 2.00 \times 10^{-4} M$; $[\text{N}_2]_0 = 1.50 \times 10^{-5} M$; $[\text{H}_2]_0 = 3.54 \times 10^{-1} M$

$$\begin{aligned} Q &= \frac{[\text{NH}_3]_0^2}{[\text{N}_2]_0[\text{H}_2]_0^3} = \frac{(2.00 \times 10^{-4})^2}{(1.50 \times 10^{-5})(3.54 \times 10^{-1})^3} \\ &= 6.01 \times 10^{-2} \end{aligned}$$

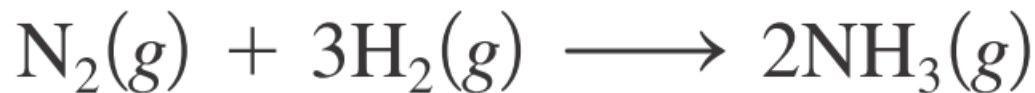
$Q = K$ ระบบถึงสมดุลแล้ว ไม่ถูกดันไปทิศทางใด



c. $[\text{NH}_3]_0 = 1.0 \times 10^{-4} M$; $[\text{N}_2]_0 = 5.0 M$; $[\text{H}_2]_0 = 1.0 \times 10^{-2} M$

$$\begin{aligned} Q &= \frac{[\text{NH}_3]_0^2}{[\text{N}_2]_0[\text{H}_2]_0^3} = \frac{(1.0 \times 10^{-4})^2}{(5.0)(1.0 \times 10^{-2})^3} \\ &= 2.0 \times 10^{-3} \end{aligned}$$

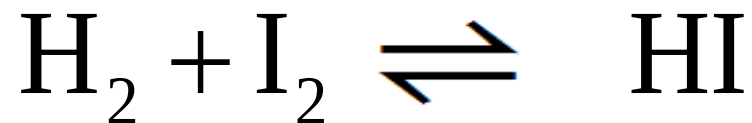
$Q < K$ ระบบจะเดินไปข้างหน้ามากกว่า จนถึงสมดุล



การคำนวณหาความเข้มข้นที่สภาวะสมดุล

1. ดุลสมการเคมีให้เรียบร้อยก่อนเริ่ม
2. เขียนสมการสมดุล
3. สร้างตารางความเข้มข้นของสารทุกตัวแล้วแทนค่าลงในสมการสมดุลที่เขียนไว้ในตอนที่ 2
4. แก้สมการหาความเข้มข้นที่สภาวะสมดุล

ตัวอย่างการคำนวณเกี่ยวกับสมดุลเคมี

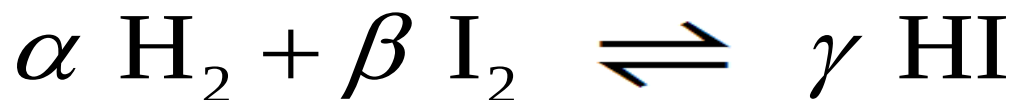


ในภาชนะปิด 10 dm^3 มีก๊าซดังต่อไปนี้ 0.20 mol H_2 , 0.20 mol I_2
เมื่อระบบถึงสมดุลแล้ว จะมีก๊าซแต่ละชนิดเท่าใด

โดย $T = 440 \text{ }^\circ\text{C}$, $K_c = 49.5$

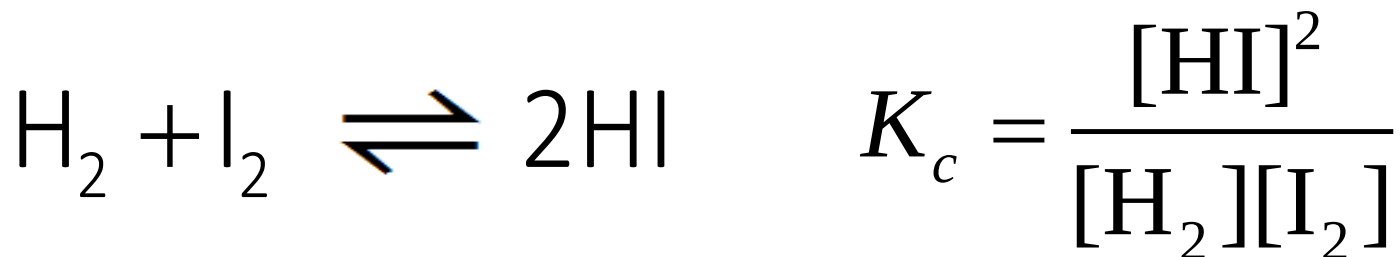
เริ่มต้นแก้โจทย์สมดุลเคมี

1. ดุลสมการเคมีให้เรียบร้อยก่อนเริ่ม



$\alpha(\text{alpha}), \beta(\text{beta}), \gamma(\text{gamma}) = ?$

2. เขียนสมการสมดุล



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

$$[\text{H}_2] = \frac{0.20 \text{ mol}}{10 \text{ dm}^3} = 0.02 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[\text{I}_2] = \frac{0.20 \text{ mol}}{10 \text{ dm}^3} = 0.02 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[\text{HI}] = 0.00 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

ตารางน้ำแข็ง ICE (Initial-Change-Equilibrium)

3. สร้างตารางความเข้มข้นของสารทุกตัว $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$

	$[\text{H}_2]$	$[\text{I}_2]$	$[\text{HI}]$
Initial (เริ่มต้น)	0.02	0.02	0

แก้สมการหาค่า x

แทนค่าความเข้มข้นจากตารางลงในสมการ

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

$$49.5 = \frac{(2x)^2}{(0.02 - x)(0.02 - x)}$$

$$\sqrt{49.5} = \sqrt{\frac{(2x)^2}{(0.02 - x)^2}}$$

$$7.03 = \frac{2x}{0.02 - x}$$

$$2x = 7.03(0.02 - x)$$

$$2x = 0.14 - 7.03x$$

$$2x + 7.03x = 0.14$$

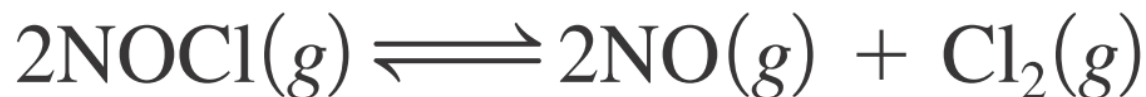
$$9.03x = 0.14$$

$$x = 0.016$$

ตัวอย่างการคำนวณหาความเข้มข้นที่สมดุล

ในการสลายตัวของก๊าซ NOCl พบว่าเมื่อระบบถึงสมดุลแล้ว

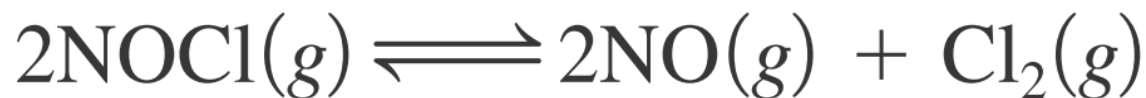
$K = 1.6 \times 10^{-5}$ ถ้าใส่ NOCl 1 mol ในภาชนะ 2 ลิตร จงหาความเข้มข้นของสารต่างๆที่สภาวะสมดุล



$$K = \frac{[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}]^2} = 1.6 \times 10^{-5}$$

$$[\text{NOCl}]_0 = \frac{1.0 \text{ mol}}{2.0 \text{ L}} = 0.50 \text{ M} \quad [\text{NO}]_0 = 0 \quad [\text{Cl}_2]_0 = 0$$

ในตอนแรกนั้นยังไม่มีผลิตภัณฑ์ ระบบจึงขยับไปด้านขวา



	$2\text{NOCl}(g)$	$\rightleftharpoons$	$2\text{NO}(g)$	+	$\text{Cl}_2(g)$
Initial	0.50		0		0
Change	$-2x$		$+2x$		$+x$
Equilibrium	$0.50 - 2x$		$2x$		x

$$K = 1.6 \times 10^{-5} = \frac{[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}]^2} = \frac{(2x)^2(x)}{(0.50 - 2x)^2}$$

$$K = 1.6 \times 10^{-5} = \frac{[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}]^2} = \frac{(2x)^2(x)}{(0.50 - 2x)^2}$$

ถ้าพยายามแก้สมการเราจะได้ทั้งพจน์ x^3 x^2 และ x

แต่เราสามารถหลีกเลี่ยงปัญหานี้ได้โดยการเข้าใจว่าเนื่องจาก K มีค่าน้อยมาก ทำให้ปฏิกิริยาดำเนินไปสู่ด้านขวาน้อย (ผลิตภัณฑ์น้อย) ค่า x ก็จะมาค่าน้อยมากจนเราสามารถสรุปได้ว่า

$$0.50 - 2x \approx 0.50$$

$$1.6 \times 10^{-5} = \frac{(2x)^2(x)}{(0.50 - 2x)^2} \approx \frac{(2x)^2(x)}{(0.50)^2} = \frac{4x^3}{(0.50)^2}$$

$$x^3 = \frac{(1.6 \times 10^{-5})(0.50)^2}{4} = 1.0 \times 10^{-6}$$

$$x = 1.0 \times 10^{-2}$$

สังเกตเห็นได้ว่าการประมาณค่าเช่นนี้ไม่มีผลต่อความเข้มข้นของสารตั้งต้นมากนัก (ในกรณีนี้ต่างกันแค่ 4% , NOCl 0.50 vs 0.48 M)

	$2\text{NOCl}(g)$	$\rightleftharpoons$	$2\text{NO}(g)$	+	$\text{Cl}_2(g)$
Initial	0.50		0		0
Change	$-2x$		$+2x$		$+x$
Equilibrium	$0.50 - 2x$		$2x$		x

$$x = 1.0 \times 10^{-2}$$

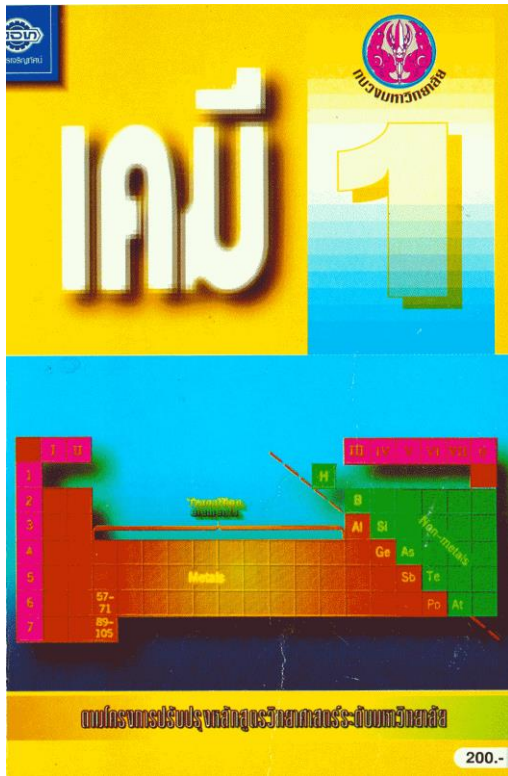
$$0.50 - 2x = 0.50 - 2(1.0 \times 10^{-2}) = 0.48$$

$$[\text{NOCl}] = 0.50 - 2x \approx 0.50 \text{ M}$$

$$[\text{NO}] = 2x = 2(1.0 \times 10^{-2} \text{ M}) = 2.0 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{Cl}_2] = x = 1.0 \times 10^{-2} \text{ M}$$

แบบฝึกหัดอีกมากมายรอท่านอยู่...good luck!



เคมีเล่ม 1 ฉบับปรับปรุง พิมพ์ครั้งที่ 8

ทบวงมหาวิทยาลัย. คณะอนุกรรมการปรับปรุงหลักสูตรวิทยาศาสตร์ สาขาเคมี (2538) บริษัทอักษรเจริญทัศน์ อจท. จำกัด กรุงเทพฯ.