Chemical sub Naruk Final 172624

เคมีไฟฟ้า Oxidation, Reduction

เลข Oxidation : ค่าที่แสดงปริมาณอนุภาคไฟฟ้า หรือประจุไฟฟ้าร่วมที่เกิดจากการให้หรือรับอิเล็กตรอนของธาตุ

ส่วนใหญ่ธาตุแต่ละชนิดจะมีเลข Oxidation คงที่

F = -1	ธาตุหมู่ 3 = +3 ; Tl มีเลขได้ +3, +1 ด้วย
H = +1 (ยกเว้น)	H = -1 (โลหะ)
ธาตุหมู่ 1 = +1	ธาตุหมู่ 5, 6, 7 = -3, -2, -1 เลขไปลบ
ธาตุหมู่ 2 = +2	

สรุปประจุของสารประกอบมีผลรวมของเลข Ox เท่ากับ 0 เช่น NaCl Na มีเลข Ox เป็น +1 ∴ Cl มีเลข Ox เป็น -1 (+1-1=0)

SO_2 O มีเลข Ox เป็น -2 ผลรวม = 0 SO_2 ∴ S = +4 ผลรวมมีจะเป็น 0

+4-4=0

O มีอยู่ 2 ตัว = 4

ปฏิกิริยารีดอกซ์ : เลข Oxidation ในปฏิกิริยาเป็นๆ จะมีการเปลี่ยนแปลง

Ex. $2H_2S_{(g)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$

(+1)(-2) (0) (+4)(-2) (+1)(-2)

เลข Ox เพิ่ม เลข Ox ลดลง

∴ เป็นปฏิกิริยารีดอกซ์

Ex(2). $HCO_3^-{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$

(+1)(+4)(-2) (-2)(+1) (+1)(-2) (+4)(-2)

เลข Oxidation ไม่เปลี่ยนเลย

∴ ไม่เป็นปฏิกิริยารีดอกซ์

ในปฏิกิริยารีดอกซ์ เรียกสารที่มี เลข Ox ไม่ปกติ เพิ่มขึ้น ว่าตัวรีดิวซ์

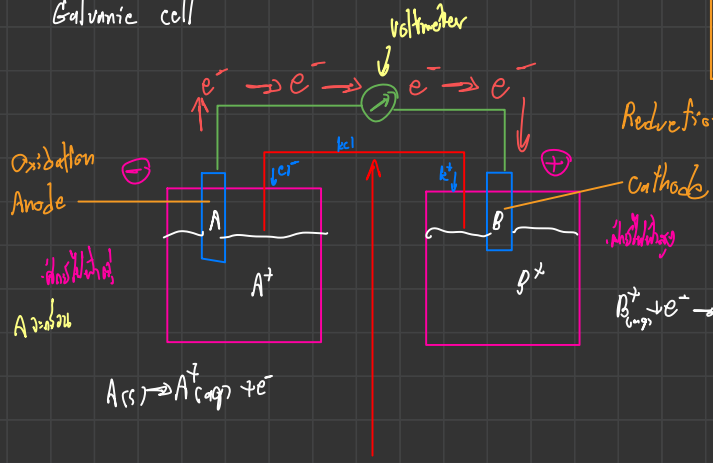
เลข Ox ไม่ปกติ ลดลง ว่าตัวออกซิไดซ์

ปฏิกิริยาออกซิเดชัน (Oxidation) : ปฏิกิริยาที่มีการให้อิเล็กตรอน (e⁻) เลข Oxidation จะเพิ่มขึ้น Ex. เลข Ox 1 → 2 ↑ เพิ่ม!

ปฏิกิริยารีดักชัน (Reduction) : ปฏิกิริยาที่มีการรับอิเล็กตรอน (e⁻) เลข Oxidation จะลดลง Ex. เลข Ox 1 → 0 ↓ ลด!

Oxidation	ต่อขั้วลบ	ต่อลูกศรขั้วบวก
Reduction	ต่อขั้วบวก	ต่อลูกศรขั้วลบ

Galvanic cell



- ขั้วลบ → ขั้วที่ให้อิเล็กตรอน
- ขั้วบวก → ขั้วที่รับอิเล็กตรอน
- ขั้วที่มีศักย์ไฟฟ้าสูง → ขั้วบวก
- ขั้วที่มีศักย์ไฟฟ้าต่ำ → ขั้วลบ
- A จะร่อน
- B จะหนา

การป้องกันการกัดกร่อนของโลหะ
1. ทาสี, ทาน้ำมัน
2. เชื่อมกับแท่งโลหะ (cathode)
3. ชุบโลหะ

- เกิดปฏิกิริยาไปเรื่อย → ต้องใช้ไฟฟ้าจากแหล่งพลังงานภายนอก

1. Oxidation อยู่ซ้าย, Reduction อยู่ขวา
2. ไม่ต้องปรับสัมประสิทธิ์
3. ใช้ลูกศรแสดงทิศทาง
4. เขียนสัญลักษณ์เซลล์

Ex. $Sn + Fe^{2+} \longrightarrow Sn^{2+} + Fe^{3+}$

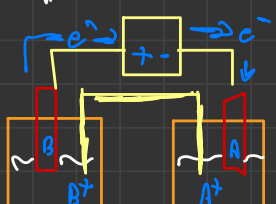
$Sn_{(s)} | Sn^{2+}_{(aq)} || Fe^{2+}_{(aq)}, Fe^{3+}_{(aq)} | Pt_{(s)}$

- Sn กล้อนลง
- Fe^{2+} มากขึ้น
- Fe^{3+} น้อยลง
- Sn^{2+} มากขึ้น
- ขั้วแอโนดกร่อนลง
- ขั้วแคโทดหนาขึ้น

Oxidation $Sn_{(s)} \rightarrow Sn^{2+} + 2e^-$

Reduction $Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$

Electrolytic cell



$B_{(s)} \rightarrow B^+_{(aq)} + e^-$

$A^+ + e^- \rightarrow A_{(s)}$

ศักย์ไฟฟ้า

$E^\circ_{มาก}$ จะรับอิเล็กตรอนได้ดี

$E^\circ_{น้อย}$ จะให้อิเล็กตรอนได้ดี

รู้ตลอดว่าเรา หา E°_{cell}

$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode} - E^\circ_{anode}$

(− ลบ, + บวก)

$A^+ + e^- \rightarrow A_{(s)}$ $\quad E^\circ = -0.1$

$B^+ + e^- \rightarrow B_{(s)}$ $\quad E^\circ = -0.2$

B เป็นแอโนด

จุ่มโลหะ A ลงใน HCl

H^+Cl^-

ปฏิกิริยา → ไม่เกิด

A เป็นแคโทด

A จะร่อน

จะมีแก๊ส H_2

จุ่มโลหะ A ลงในสารละลาย B^+ → ไม่เกิดปฏิกิริยา

Ox: $A_{(s)} \rightarrow A^+_{(aq)} + e^-$

Re: $B^+_{(aq)} + e^- \rightarrow B_{(s)}$

รวม: $A_{(s)} + B^+_{(aq)} \rightarrow A^+_{(aq)} + B_{(s)}$

1. โลหะ A ร่อน
2. มีสารละลาย B เกาะที่ A
3. สีสารละลายจางลง

A เป็นตัวรีดิวซ์ / ตัวถูกออกซิไดซ์ / ขั้วลบ

B เป็น ตัวออกซิไดซ์ / ตัวถูกรีดิวซ์

การดุลสมการรีดอกซ์

แบ่งเป็น 2 วิธี คือ ① เลข Oxidation (ควรใช้ได้กับทุกสมการ)
② ครึ่งปฏิกิริยา

① เลข Oxidation Ex $Au_{(s)} + HNO_{3(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow HAuCl_{4(aq)} + NO_{2(g)}$

1. พิจารณาเลข Oxidation ที่เปลี่ยนแปลง

$Au_{(s)} + HNO_{3(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow HAuCl_{4(aq)} + NO_{2(g)}$

เลข Oxidation: 0 | 5 | — | +3 | +4

Au มีเลข Ox เพิ่มขึ้น 3 อะตอม N มีเลข Ox ลดลง 1

2. หา e^- ที่เพิ่มขึ้นเท่ากับ e^- ที่ลดลง

เพิ่มขึ้น $3 \times 1 = 3$

$1\,Au_{(s)} + 3HNO_{3(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow 1HAuCl_{4(aq)} + 3NO_{2(g)}$

ลดลง $1 \times 3 = 3$

ดุล = 3

3. ดุลจำนวนอะตอมของธาตุที่ไม่เปลี่ยน Ox และไม่ใช่อะตอม O และ H ซึ่งในEx คือ Cl

$1\,Au_{(s)} + 3HNO_{3(aq)} + 4HCl_{(aq)} \rightarrow 1HAuCl_{4(aq)} + 3NO_{2(g)}$

3.1 ดุล O โดยเติม H_2O ด้านที่

ซ้ายมี O = 9

ขวามี O = 6

โดยเติม $3H_2O$ ขวา

3.2 ดุลอะตอม H ซึ่งในEx นี้ไม่ต้องทำ

$Au_{(s)} + 3HNO_{3(aq)} + 4HCl_{(aq)} \rightarrow HAuCl_{4(aq)} + 3NO_{2(g)} + 3H_2O$

(+5 → +6; −1 → −2; +6; −2)

จะเห็นว่าจำนวนอะตอมของ O เป็นเท่า และ H เป็นเท่า แต่ละข้างของสมการ

② ครึ่งปฏิกิริยา $MnO_4^-(aq) + I^-(aq) \rightarrow MnO_2(s) + I_2(s)$ (ในสภาพเบส)

$MnO_4^-(aq) + I^-(aq) \rightarrow MnO_2(s) + I_2(s)$

เลข Oxidation (+7)(-2) (-1) (+4)(-2) 0

I^- ให้ e^- เพิ่มขึ้น

ครึ่งปฏิกิริยา Oxidation $I^-(aq) \rightarrow I_2(s)$

ครึ่งปฏิกิริยา Reduction $MnO_4^-(aq) \rightarrow MnO_2(s)$

e^- ให้น้อยลง

1. ดุลจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุและผลรวมประจุให้เท่ากันทั้งสองครึ่งปฏิกิริยา

	ครึ่งปฏิกิริยา Oxidation	ครึ่งปฏิกิริยา Reduction
ดุลจน.อะตอมที่ไม่ใช่ O และ H	$I^-(aq) \rightarrow I_2(s)$	$MnO_4^-(aq) \rightarrow MnO_2(s)$
ดุลจน.อะตอม O โดยเติม H_2O	ไม่มี O จึงไม่ต้องเติม H_2O	$MnO_4^-(aq) \rightarrow MnO_2(s) + 2H_2O(l)$
ดุลจน.อะตอม H โดยเติม H^+	ไม่มี H จึงไม่ต้องเติม H^+	$MnO_4^-(aq) + 4H^+ \rightarrow MnO_2(s) + 2H_2O(l)$
ดุลจน.ประจุไฟฟ้า โดยเติม e^-	$2I^-(aq) \rightarrow I_2(s) + 2e^-$	$MnO_4^-(aq) + 4H^+(aq) + 3e^- \rightarrow MnO_2(s) + 2H_2O(l)$
	$2(-1) = -2$ $0+2(-1) = -2$	

2. ทำจำนวน e^- ที่เกิดขึ้นในแต่ละครึ่งปฏิกิริยาให้เท่ากัน โดยคูณด้วยตัวเลขที่เหมาะสม

ครึ่งปฏิกิริยา Oxidation คูณด้วย 3 เพื่อให้มี $6e^-$ เท่ากับครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน

$$6I^-(aq) \rightarrow 3I_2(s) + 6e^-$$

ครึ่งปฏิกิริยา Reduction คูณด้วย 2 เพื่อให้มี $6e^-$ เท่ากับครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน

$$2MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 6e^- \rightarrow 2MnO_2(s) + 4H_2O(l)$$

3. รวมสองครึ่งปฏิกิริยา กลับหักล้าง จำนวนอิเล็กตรอน โมลอุลมี และ ไอออน ออกเพื่อรวม เป็นสมการเคมีที่ดุลแล้ว

$$6I^-(aq) \rightarrow 3I_2(s) + 6e^-$$

$$2MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 6e^- \rightarrow 2MnO_2(s) + 4H_2O(l)$$

$$6I^-(aq) + 2MnO_4^-(aq) + 4H^+(aq) \rightarrow 3I_2(s) + 2MnO_2(s) + 4H_2O(l)$$

เนื่องจากปฏิกิริยานี้ เกิดในสภาวะเบส จึงต้องเติม OH^- จำนวนเท่ากับ H^+ ที่มีในขั้นที่ผ่านมา ทั้งสองด้านของสมการ

$$6I^-(aq) + 2MnO_4^-(aq) + 4H^+(aq) + 8OH^- \rightarrow 3I_2(s) + 2MnO_2(s) + 4H_2O(l) + 8OH^-(aq)$$

รวม OH^- กับ H^+ ในขั้นที่ H_2O

$$6I^-(aq) + 2MnO_4^-(aq) + 8H_2O \rightarrow 3I_2(s) + 2MnO_2(s) + 4H_2O(l) + 8OH^-(aq)$$

แล้วลบ H_2O ทั้งสองด้านของสมการ

$$6I^-(aq) + 2MnO_4^-(aq) + 4H_2O \rightarrow 3I_2(s) + 2MnO_2(s) + 8OH^-(aq)$$

การดุลสมการรีดอกซ์

① ตามตัวอย่าง สามารถสรุปขั้นตอนการดุลสมการรีดอกซ์โครงสร้างของกรดซัลฟิวริกได้ดังนี้

1. เขียนสมการของครึ่งปฏิกิริยาที่ยังไม่ได้ดุล
2. ดุลธาตุของครึ่งปฏิกิริยาที่ไม่ใช่ O และ H ให้เท่ากันทั้งสองข้างของครึ่งปฏิกิริยา
3. ดุลจำนวนอะตอม O ของธาตุที่ไม่ใช่ H ในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา
   - 3.1 ดุลจำนวน O ที่ขาดไป โดยเติม H_2O ในข้างที่ขาด O
   - 3.2 ดุลจำนวนอะตอม H ที่ขาดไป โดยเติม H^+ ในข้างที่ขาด H
   - 3.3 สำหรับปฏิกิริยาในสภาวะที่เป็นเบส ให้เติม OH^- จำนวนเท่ากับ H^+ ที่มีอยู่ในสมการ แล้วดุล H_2O ที่เกิดขึ้น

② สามารถสรุปขั้นตอนการดุลสมการรีดอกซ์โครงสร้างครึ่งปฏิกิริยาได้ดังนี้

1. ดุลจำนวนอะตอมของทุกธาตุที่ปรากฏในสมการครึ่งปฏิกิริยา โดยมีขั้นตอนย่อยดังนี้
   - 1.1 ดุลจำนวนอะตอมที่ไม่ใช่ O และ H
   - 1.2 ดุลจำนวนอะตอม O โดยเติม H_2O
   - 1.3 ดุลจำนวนอะตอม H โดยเติม H^+
   - 1.4 ดุลจำนวนประจุไฟฟ้า โดยเติม e^-
2. นำจำนวน e^- ในแต่ละครึ่งปฏิกิริยาให้เท่ากัน (ค.ร.น.)
3. รวมสมการครึ่งปฏิกิริยา กำจัดสิ่งที่เหมือนกันออก จำนวนอิเล็กตรอน โมเลกุล หรือไอออน ที่มีอยู่ในสมการ
   - สำหรับปฏิกิริยาในสภาวะเบส ให้เติม OH^- จำนวนเท่ากับ H^+ ที่มีอยู่ในสมการ