

บทที่ 1
เคมีไฟฟ้า
ELECTROCHEMISTRY

1.1 ขอบเขตของเคมีไฟฟ้า (Scope of Electrochemistry)

ปฏิกริยาเคมีที่สำคัญที่เกิดขึ้นในตัวทำละลายที่มีชาร์จ (polar solvents) จะเข้าใจได้อย่างชัดเจนโดยความคิดที่พัฒนามาจากการศึกษาเรื่องเคมีไฟฟ้า ปฏิกริยาเคมีไฟฟ้าเป็นปฏิกริยาออกซิเดชัน - รีดักชันที่เกิดขึ้นโดยสารที่เข้าทำปฏิกริยาไม่ได้เข้ามาสัมผัสโดยตรงต่อกัน ทั้งนี้ เพราะมีการถ่ายเทอิเล็กตรอนจากสารที่เข้าทำปฏิกริยาสารหนึ่งที่มีค่าออกซิเดชันนั่มเบอร์เพิ่มขึ้น (ปฏิกริยาออกซิเดชัน) ไปสู่สารที่เข้าทำปฏิกริยาอีกสารหนึ่งที่ลดค่าออกซิเดชันนั่มเบอร์ (ปฏิกริยารีดักชัน) โดยผ่านสารที่สามได้แก่ตัวนำที่เป็นโลหะ การไฟฟ้าของอิเล็กตรอนผ่านตัวนำก็คือ การไฟฟ้าของกระแสไฟฟ้านั่นเอง เคมีไฟฟ้าจึงเป็นเคมีสาขานึงที่ปฏิกริยาเกิดขึ้นพร้อมกับกระแสไฟฟ้า

ปฏิกริยาเคมีไฟฟ้า สามารถแบ่งย่อยออกได้เป็นสองประเภทคือ ปฏิกริยาที่เกิดขึ้นแล้วทำให้มีการผลิตกระแสไฟฟ้าขึ้น (กระบวนการที่เกิดขึ้นในแบตเตอรี่) และปฏิกริยาที่จะเกิดขึ้นได้ต่อเมื่อมีการนำกระแสไฟฟ้าจากภายนอกเข้ามาในระบบ (อิเล็กโทรลิชิส) ปฏิกริยาชนิดแรกเป็น spontaneous และพลังงานอิสระของระบบลดลง ระบบสามารถทำงานได้ ตัวอย่างเช่น ทำให้มอเตอร์หมุน สำหรับปฏิกริยาชนิดที่สองเป็น non-spontaneous และพลังงานอิสระของระบบเพิ่มขึ้น

ปฏิกริยาเคมีที่เกี่ยวข้องกับเคมีไฟฟ้าดังได้กล่าวมาแล้วว่าเป็นปฏิกริยาออกซิเดชัน - รีดักชัน หรือเรียกว่าปฏิกริยารีดักชัน นั่นในตอนริมด้านนึงจะเป็นต้องศึกษาปฏิกริยารีดักชัน และการดูลสมการรีดักชันก่อน เพราะจะต้องเกี่ยวข้องกับเซลล์เคมีไฟฟ้าต่อไป

1.2 ปฏิกริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน (ปฏิกริยารีดักชัน)

การศึกษาเกี่ยวกับปฏิกริยาออกซิเดชัน-รีดักชันในที่นี้ จะแยกศึกษารายละเอียดออกเป็นสองส่วน คือส่วนแรกเป็นปฏิกริยาออกซิเดชัน-รีดักชันหรือปฏิกริยารีดักชันที่เกิดขึ้นทั่วๆ ไป โดยสารเข้ามาทำปฏิกริยากันโดยตรง ปฏิกริยาเหล่านี้อิเล็กตรอนถูกถ่ายเทโดยตรงจากสารหนึ่งไปสู่อีกสารหนึ่ง การลดพลังงานศักย์ของระบบ ปรากฏออกมานเป็นความร้อนที่กายออกมาน พร้อมทั้งการดูลสมการรีดักชันโดยอาศัยการเปลี่ยนแปลงออกซิเดชันนั่มเบอร์ของสาร ในส่วนที่สองเป็นปฏิกริยาออกซิเดชัน-รีดักชันหรือปฏิกริยารีดักชันที่เกิดขึ้นใน

เซลเคมีไฟฟ้า (หรือเซลล์วานิเกอร์หรือเซลโลสตาอิก) สารที่เข้ามาทำปฏิกิริยาไม่ได้สัมผัสกันโดยตรง การถ่ายเทอเล็กตรอนผ่านตัวนำที่เป็นโลหะ การลดพลังงานศักย์ของระบบประจุออกมานะเป็นกระแสไฟฟ้าที่นำไปใช้งานได้และการดูดซึมการรีดออกซ์โดยการใช้วิธีรีงปฏิกิริยา

1.2.1 การถ่ายเทอเล็กตรอนโดยตรงในปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน

1.2.1.1 จำนวนอิเล็กตรอนที่สูญเสียไปโดยธาตุหนึ่งในปฏิกิริยาเรดักซ์ ต้องเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอนที่เพิ่มขึ้นโดยอีกธาตุหนึ่ง

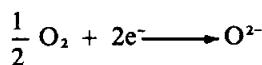
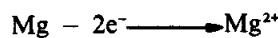
ความคิดเกี่ยวกับเรื่องออกซิเดชันก็เหมือนกับความคิดเรื่องกรด - เบส ซึ่งเจริญขึ้นมาจากการความคิดที่จำกัดวงแคบมากไปสู่ความคิดที่กว้างมาก เดิมที่เดียวออกซิเดชันถูกนำเสนอไปใช้อธิบายเพียงกับปฏิกิริยาของโลหะหรือโลหะที่รวมตัวกับออกซิเจนแทนนั้นอย่างไรก็ตามเมื่อเร็ว ๆ นี้ก็พบว่ามีแฟลกเตอร์หนึ่งในปฏิกิริยาของโลหะกับออกซิเจนที่เกิดขึ้นโดยทั่วไปกับปฏิกิริยาจำนวนมาก แฟลกเตอร์นั้นก็คือการสูญเสียอิเล็กตรอนโดยอะตอมของโลหะกล้ายเป็นอิออนของโลหะเพื่อที่จะอธิบายให้ชัดเจนขึ้นเราต้องใช้ความคิดเกี่ยวกับออกซิเดชันนัมเบอร์ ที่ทราบกันแล้ว อธิบายตัวอย่างของปฏิกิริยาออกซิเดชัน



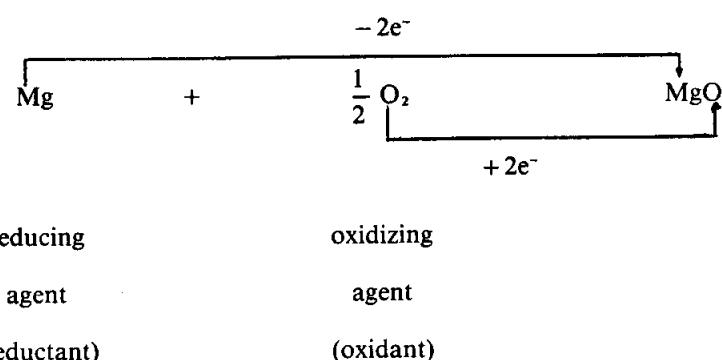
แต่ละอะตอมของแมกนีเซียมสูญเสีย 2 อิเล็กตรอนแล้วกล้ายเป็นแมกนีเซียมอิออน (Mg^{2+}) การทดลอง แสดงให้เห็นว่าเมื่ออะตอมของแมกนีเซียมทำปฏิกิริยากับกรดหรือไฮโดรเจน (H_2) มันจะสูญเสีย 2 อิเล็กตรอนกล้ายเป็นแมกนีเซียมอิออน ซึ่งแสดงให้เห็นว่าปฏิกิริยาเกี่ยวข้องกับออกซิเจนเพียงส่วนน้อยของปฏิกิริยาทั้งหมดซึ่งสารสูญเสียอิเล็กตรอน

เพื่อช่วยให้การศึกษาเคมีเป็นไปอย่างมีระเบียบ นักเคมีจึงได้จำแนกปฏิกิริยาทั้งหมด ซึ่งสารสูญเสียอิเล็กตรอนเป็นปฏิกิริยาออกซิเดชัน ในปฏิกิริยาเคมีอิเล็กตรอนไม่ถูกถ่ายเทให้กับสิ่งที่อยู่โดยรอบ (surrounding) โดยวิธีนี้อิเล็กตรอนที่สูญเสียไปโดยธาตุหนึ่งต้องได้รับโดยอีกธาตุหนึ่ง กระบวนการซึ่งอะตอมหรืออิออนรับอิเล็กตรอน เรียกว่า รีดักชัน การสูญเสียอิเล็กตรอนโดยธาตุหนึ่งและในเวลาเดียวกันอีกธาตุหนึ่งก็ได้รับอิเล็กตรอน จึงเป็นปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน หรือปฏิกิริยาเรดักซ์ ในสมการ (1.1) อะตอมของ

แมกนีเซียมสูญเสีย 2 อิเล็กตรอนให้กับอะตอมของออกซิเจน ดังนั้นแมกนีเซียมจึงถูกออกซิไดร์และออกซิเจนถูกรีดิวเวอร์ การเปลี่ยนแปลงเหล่านี้อาจเขียนแทนได้ด้วยครึ่งปฏิกิริยาดังนี้



ออกซิเจนเป็นต้นเหตุสำคัญที่ทำให้ออกซิเดชันของแมกนีเซียม จึงเรียกว่า ตัวออกซิไดร์หรือออกซิเดนท์ แมกนีเซียมทำให้เกิดรีดักชันของออกซิเจน จึงเรียกว่า ตัวรีดิวเวอร์ หรือรีดักแตนท์ ซึ่งแสดงความสัมพันธ์ในสมการรวมได้ ดังนี้



จะเห็นว่าตัวออกซิไดร์รับอิเล็กตรอนและถูกรีดิวเวอร์ในขณะที่ตัวรีดิวเวอร์สูญเสียอิเล็กตรอนและถูกออกซิไดร์

1.2.1.2 ปฏิกิริยาออกซิเดชัน – รีดักชันทั้งหมดเกี่ยวข้องกับประจุในออกซิเดชันนัมเบอร์ของอะตอมชนิดหนึ่งหรือมากกว่านั้น

ในทอมของออกซิเดชันนัมเบอร์ ออกซิเดชัน หมายถึงการเพิ่มออกซิเดชันนัมเบอร์ และรีดักชัน หมายถึงการลดออกซิเดชันนัมเบอร์ การตรวจสอบและการวิเคราะห์สมการจะแสดงให้เห็นออกซิเดชันนัมเบอร์ของธาตุที่เกี่ยวข้องและทำให้สามารถบอกได้ว่าเป็นปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชันหรือไม่ เพื่อความสะดวกเราจะใช้กฎของการกำหนดออกซิเดชันนัมเบอร์มาช่วยทำการออกซิเดชัน-รีดักชันให้ดูล

กฎของกราฟที่เห็นนั้นมีอยู่ดังนี้

1. ออกซิเดชันนั้มเบอร์ ของอะตอมของธาตุเป็นศูนย์
2. อออกซิเดชันนั้มเบอร์ ของอิเล็กตรอนของอะตอมเดียวเป็นประจุต่ออิเล็กตรอน
3. อออกซิเดชันนั้มเบอร์ ที่กำหนดขึ้นกับอะตอมที่รวมตัวกันในสารประกอบ

เคมีทั่ว ๆ ไป เป็นดังนี้

ก. อออกซิเจน = -2 (ยกเว้นในเปอร์ออกไซด์ซึ่ง = -1)

ข. ไฮโดรเจน = +1 (ยกเว้นในไฮไดรด์ซึ่ง = -1)

ค. หมู่ธาตุ IA = +1

ง. หมู่ธาตุ IIA = +2

จ. อิโอนของอะตอมของไฮโลเจนในสารประกอบธาตุคือ = -1

4. โพลีอะตอมมิกอิโอน พร้อมประจุที่สามัญมากของบางสารคือ SO_4^{2-} ,

OH^- , NO_3^- , CO_3^{2-} , $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2^-$

5. ผลบวกของอออกซิเดชันนั้มเบอร์ของอะตอมในสารประกอบเป็นศูนย์

6. ผลบวกทางพีชคณิตของอออกซิเดชันนั้มเบอร์ของอะตอมในโพลีอะตอมมิกอิโอนเท่ากับประจุบวกของอิเล็กตรอน

7. อออกซิเดชันนั้มเบอร์ของอะตอมในสารประกอบที่ต้องการทราบหาได้ดังนี้

ก. กำหนดอออกซิเดชันนั้มเบอร์ (ตามกฎข้อที่ 1,2,3 และ 4) กับอะตอมของธาตุทั้งหมด ยกเว้นอะตอมของธาตุที่ต้องการทราบอออกซิเดชันนั้มเบอร์

ข. บวกอออกซิเดชันนั้มเบอร์ทั้งหมดของทุกธาตุ ยกเว้นอะตอมที่ต้องการทราบอออกซิเดชันนั้มเบอร์

ค. อออกซิเดชันนั้มเบอร์ ของอะตอมที่ต้องการทราบคือ ผลรวมของประจุทางไฟฟ้าของอะตอมที่ถูกกำหนดโดยอออกซิเดชันนั้มเบอร์กับอะตอมที่ต้องการทราบอออกซิเดชันนั้มเบอร์ในสูตรเพื่อทำให้สูตรมีประจุเป็นศูนย์ ถ้าอะตอมที่ต้องการทราบอออกซิเดชันนั้มเบอร์มี subscript ในสูตรอออกซิเดชันนั้มเบอร์นั้นต้องหารด้วย subscript ก่อนเพื่อให้เป็นอออกซิเดชันนั้มเบอร์ของอะตอมเดียว

สมการที่ดุลของปฏิกริยาแสดงให้เห็นถึงสูตรของสารที่เกี่ยวข้องกับอัตราส่วนโมลของสารเหล่านั้นที่ทำปฏิกริยากัน อัตราส่วนโมลอยู่ในรูปสัมประสิทธิ์ในสมการที่ดุลและสัมประสิทธิ์ยังต้องแสดงถึงจำนวนอะtomทางซ้ายเท่ากับจำนวนอะtomทางขวาของสมการด้วย ส่วนในสมการรีดอกซ์นั้นยังมีความต้องการเพิ่มขึ้นอีก คือ สัมประสิทธิ์ต้องแสดงถึงจำนวนอิเล็กตรอนที่สูญเสียไปโดยตัวรีดิวซ์ เท่ากับจำนวนอิเล็กตรอนที่ได้รับโดยตัวออกซิไดซ์

ในการเขียนสมการรีดอกซ์นั้นจะเริ่มด้วยการเขียนสมการโครงสร้าง ที่แสดงถึงสารที่เข้าทำปฏิกริยากับสารที่เป็นผลิตผล ซึ่งในที่นี้จะพิจารณาปฏิกริยา riedox ที่สารเข้าทำปฏิกริยาถูกเติมลงไปในภาชนะสำหรับทำปฏิกริยาเดียวกันก่อน ในปฏิกริยาเหล่านี้ อิเล็กตรอนถูกถ่ายเทโดยตรงจากสารหนึ่งไปสู่อีกสารหนึ่งและการลดพลังงานศักย์ของระบบประภูมิออกมาเป็นความร้อนที่ให้กับสิ่งที่อยู่โดยรอบ จุดมุ่งหมายเบื้องต้นของเราก็คือ จะต้องจัดหาสัมประสิทธิ์ที่จะทำให้สมการของปฏิกริยาดุล สำหรับการทำสมการเหล่านั้นให้ดุลเราจะใช้วิธีการเปลี่ยนแปลงของออกซิเดชันนัมเบอร์

1.2.1.3 สมการโครงสร้างปฏิกริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน อาจจะทำให้ดุลได้โดยการหาการเปลี่ยนแปลงของออกซิเดชันนัมเบอร์

วิธีการดุลวิธีนี้ขึ้นอยู่กับความสามารถที่จำได้ เกี่ยวกับตัวออกซิไดซ์และตัวรีดิวซ์ ออกซิเดชันนัมเบอร์ของธาตุและออกซิเดชันนัมเบอร์ที่เปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นเมื่อสารที่เข้าทำปฏิกริยา ทำให้เกิดสารที่เป็นผลิตผลกับออกซิเดชันนัมเบอร์ใหม่

ตัวออกซิไดซ์และตัวรีดิวซ์สามัญ ดังแสดงในตารางที่ 1.1 และ 1.2 จะช่วยให้เรา identify ธาตุที่มีออกซิเดชันนัมเบอร์เปลี่ยนแปลงได้

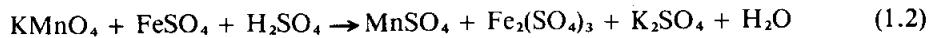
ตารางที่ 1.1 ตัวอักษรไ化ซ์สามัญ

ตัวอักษรไ化ซ์	สูตร (ธาตุที่ปิดเส้นใต้ถูกเรียกว่า)	อักษรเดชันนัมเบอร์ ของธาตุซึ่งเกิดรีดักชัน
permanganate ion	$\underline{\text{MnO}_4^-}$	+ 7
nitrate ion	$\underline{\text{NO}_3^-}$	+ 5
dichromate ion	$\underline{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}}$	+ 6
chlorate ion	$\underline{\text{ClO}_3^-}$	+ 5
ceric ion	Ce^{4+}	+ 4
chlorine	Cl_2	0
bromine	Br_2	0

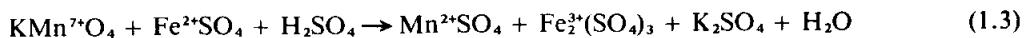
ตารางที่ 1.2 ตัวเริ่ดิวซ์สามัญ

ตัวเริ่ดิวซ์	สูตร (ธาตุที่ปิดเส้นใต้ถูก ออกชิไ化ซ์)	อักษรเดชันนัมเบอร์ ของธาตุซึ่งเกิด ออกชิเดชัน
Metallic atoms	Zn, Na	0
Metallic ions (lower oxidation number)	Metallic ions	lower state
Nonmetallic ions	$\underline{\text{I}^-}$	- 1
hydrogen sulfide	$\text{H}_2\underline{\text{S}}$	- 2
oxalic acid	$\text{H}_2\underline{\text{C}_2\text{O}_4}$	- 3

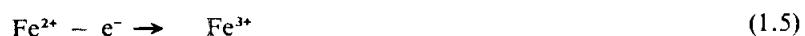
ในที่นี้จะใช้สมการของปฏิกิริยาระหว่าง potassium permanganate กับ iron (II) sulfate ในสารละลายน้ำซัลฟูริกเป็นตัวอย่างของการทำสมการให้ดูลในปฏิกิริยานี้ potassium permanganate เป็นตัวออกซิไดซ์และไปออกซิไดซ์ iron (II) sulfate เป็น iron (III) sulfate potassium permanganate ถูกเรียกว่าโดย iron (II) sulfate กลายเป็น manganese (II) sulfate สมการโครงสร้างของปฏิกิริยา คือ



ขั้นที่ 1 : identify ธาตุที่มีออกซิเดชันนัมเบอร์เปลี่ยนแปลงและเขียนออกซิเดชันนัมเบอร์ เหล่านั้นไว้เหนือสัญลักษณ์ของธาตุนั้นทั้งสองข้างของสมการให้สำเร็จได้ดังนี้



ขั้นที่ 2 : เขียนครึ่งปฏิกิริยาของแต่ละธาตุที่มีออกซิเดชันนัมเบอร์เปลี่ยนแปลงพร้อมแสดงจำนวนอิเล็กตรอนที่สูญเสียหรือได้รับโดยแต่ละอะตอมของธาตุในการเปลี่ยนแปลงไปเป็นออกซิเดชันนัมเบอร์ใหม่ของมัน



ขั้นที่ 3 : ถ้าธาตุที่กำหนดให้มีมากกว่าหนึ่งอะตอม เช่น จำนวนที่อยู่ในรูป subscript ในสูตร ในสมการโครง ต้องรวมจำนวนนี้เข้าเป็นสัมประสิทธิ์ในครึ่งปฏิกิริยา โดยทำครึ่งปฏิกิริยาของสมการเดิมและจำนวนอิเล็กตรอนเดิมให้ดูลในสมการ (1.2) iron ใน $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ มี subscript เป็น 2 ดังนั้นเราจะต้องคูณทุก ๆ เทอมในสมการ (1.5) ด้วย 2

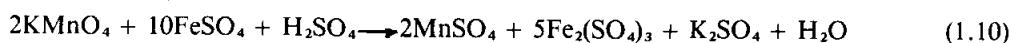


ขั้นที่ 4 : ทำจำนวนอิเล็กตรอนที่สูญเสียไปโดย Fe^{2+} กับจำนวนอิเล็กตรอนที่ได้รับโดย Mn^{7+} ให้ดูล จำนวนอิเล็กตรอนที่เกี่ยวข้องกัน คือ ค.ร.น. ของจำนวนอิเล็กตรอนที่สูญเสีย - กับจำนวนอิเล็กตรอนที่ได้รับ ในกรณี ค.ร.น. คือ 10 ดังนั้นใน

สมการ (1.6) คุณทุก ๆ เทอมด้วย 2 และคุณทุก ๆ เทอมในสมการ (1.7)
ด้วย 5



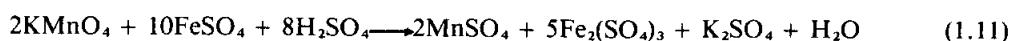
ขั้นที่ 5 : นำสัมประสิทธิ์จากครึ่งปฏิกิริยาไปเขียนไว้ข้างหน้าสูตรที่ประกอบด้วยอะตอมเหล่านั้นตามลำดับในสมการโครง สัมประสิทธิ์ในครึ่งปฏิกิริยา แสดงจำนวนหั้งหมดของแต่ละสาร ดังนั้นมือสารหนึ่ง เช่น Fe^{3+} มี subscript ในสมการโครงสัมประสิทธิ์จากครึ่งปฏิกิริยาจึงต้องถูกหารด้วย subscript ก่อน ดังนั้นสัมประสิทธิ์ข้างหน้าของ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ คือ $\frac{10}{2}$ หรือ 5



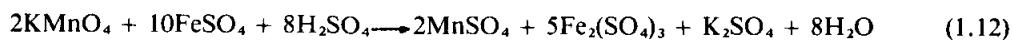
ขั้นที่ 6 : ทำอิออนบวก เช่น K^+ ion และ Na^+ ion ให้ดูลแต่ยังไม่ทำไฮโตรเจนให้ดูล ณ จุดนี้ในสมการ (1.10) อิออนบวกดูลแล้วโดยไม่ต้องการสัมประสิทธิ์ใหม่อีกเลย

ขั้นที่ 7 : ทำอิออนลบ เช่น SO_4^{2-} , NO_3^- และ Cl^- ions ให้ดูล

ขอให้สังเกตว่าอิออนที่ยกตัวอย่างในข้างของสารผลิตผล อาจจะเริ่มจากตัวออกซิไดซ์หรือตัวรีดิวซ์ ซึ่งมีสัมประสิทธิ์ที่ได้รับเรียบร้อยแล้วจากครึ่งปฏิกิริยาในสมการ (1.10) อิออนลบที่จะถูกตรวจ คือ SO_4^{2-} ion เท่านั้น ดังนั้นการดูลพิริก จึงเป็นแหล่งของ SO_4^{2-} ion อีกด้วยไม่มีความต้องการที่จะเปลี่ยนแปลงสัมประสิทธิ์ของ FeSO_4 จะเห็นว่าทางขวาของสมการ (1.10) มี 18 SO_4^{2-} ions และทางซ้ายมีเพียง 10 SO_4^{2-} ions ที่ได้มาจากการ FeSO_4 จะนั้นอีก 8 SO_4^{2-} ต้องได้มาจากการ H_2SO_4



ขั้นที่ 8 : ทำอะตอมของไฮโตรเจนให้ดูล จะเห็นว่าทางซ้ายของสมการ (1.11) มี 16 อะตอมของไฮโตรเจนแต่เนื่องจากไฮโตรเจนหั้งหมดทางขวาอยู่ในรูปของน้ำ เพราจะนั้นน้ำ 8 โมเลกุลจึงได้มาจากการ 16 อะตอมของไฮโตรเจน



สมการ (1.12) เป็นสมการออกซิเดชัน-รีดักชัน ที่ดูแล้วมีจำนวนอะตอมทั้งสองข้างของสมการจำนวนเดียวกัน ตัวออกซิไดร์คิอ $KMnO_4$ ตัวรีดิวซ์คิอ $FeSO_4$ ธาตุที่ถูกออกซิไดร์คิอ Fe^{2+} และธาตุที่ถูกรีดิวซ์คิอ manganese ใน MnO_4^- ion

ลำดับขั้นต่าง ๆ ที่เกี่ยวข้องในการทำสมการรีดอกซ์ให้ดูโดยการใช้ออกซิเดชันนัมเบอร์เปลี่ยนแปลง สรุปได้ดังนี้

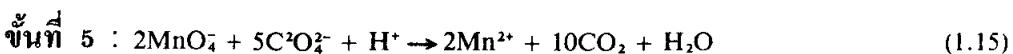
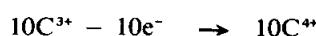
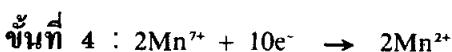
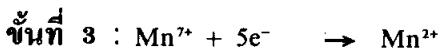
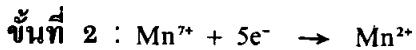
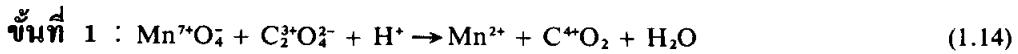
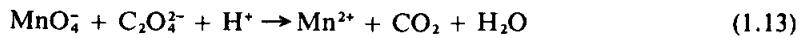
1. identify ธาตุซึ่งมีออกซิเดชันนัมเบอร์เปลี่ยนแปลงและเขียนออกซิเดชันนัมเบอร์ของธาตุเหล่านั้นไว้ข้างบนสัญลักษณ์ของมันทั้งสองข้างของสมการ
2. เขียนเครื่องปฏิกิริยาสำหรับแต่ละธาตุที่มีออกซิเดชันนัมเบอร์เปลี่ยนแปลง และงจำนวนอิเล็กตรอนที่สูญเสียหรือได้รับโดยการเปลี่ยนแปลงในแต่ละอะตอมของธาตุไปสู่ออกซิเดชันนัมเบอร์ใหม่ของมัน
3. กลับ subscript ในสมการโครงไปเป็นสัมประสิทธิ์ในครึ่งปฏิกิริยา
4. ทำจำนวนอิเล็กตรอนที่สูญเสียและที่ได้รับให้ดู
5. ถ่ายเทสัมประสิทธิ์จากครึ่งปฏิกิริยาไปสู่สมการโครงและหารด้วยจำนวน subscript ถ้าจำเป็น
6. ทำอิอนบวก Na^+ ion และ K^+ ion ให้ดู
7. ทำอิอนลบ SO_4^{2-} ion และ NO_3^- ion ให้ดู
8. ทำอะตอมของไฮโดรเจนหรือไฮโดรเจโนอิออนให้ดู

1.2.1.4 ประจุของอิอนทั้งหมดทางซ้ายของสมการอิอนิกต้องเท่ากัน

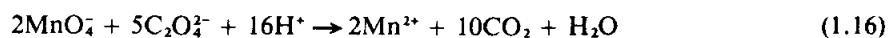
ทางขวา

บางครั้งมีความจำเป็นที่จะต้องเขียนสมการอิอนิกของปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน ส่วนใหญ่สมการอิอนิกสามารถทำสมการให้ดูได้ เช่นเดียวกับสมการสูตร (formula equation) สมการโครงอิอนไม่ได้แสดงอิอนที่จะตรวจ ดังนั้นจึงไม่ต้องมีการตรวจ อิอนในขั้นที่ 6 และ 7 ดังข้างต้น และไม่มีความต้องการเพื่อเปลี่ยนแปลงสัมประสิทธิ์ ที่ได้รับจากครึ่งปฏิกิริยาเลย

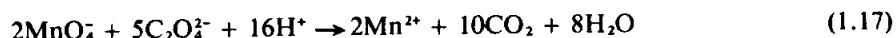
สมการอิอนิกแสดงถึงชนิดของประจุทางไฟฟ้า จะนั้นจึงจำเป็นที่จะต้องนำเอาหลักของการดูถูกทางไฟฟ้ามาใช้ ซึ่งหมายถึงประจุของอิออนทั้งหมดทางข้างของสมการต้องเท่ากับประจุของอิออนทั้งหมดทางขวา สมการรีดออกซ์อิอนิก สามารถนำไปสู่การดูถูกทางไฟฟ้าได้โดยการเขียนสัมประสิทธิ์ไว้ข้างหน้าไฮโตรเจนอิออนที่พบในสมการของปฏิกิริยาในสารละลายกรดหรือไว้ข้างหน้าไฮดรอกไซด์อิออนถ้าปฏิกิริยาเกิดในสารละลายเบสิก เทคนิคนี้สามารถแสดงการดูลสมการอิอนิกของปฏิกิริยาระหว่าง permanganate ion, MnO_4^- กับ oxalate ion, $C_2O_4^{2-}$ ในสารละลายกรดได้ผลเป็น Mn^{2+} ion, CO_2 และ H_2O สมการโครงคือ



ขั้นที่ 6 : นับประจุรวมทั้งหมดแยกกันโดยนับอิออนทั้งหมดในแต่ละข้างของสมการ แต่ไม่นับไฮโตรเจนอิออนหรือไฮดรอกไซด์อิออน ในสมการ (1.15) ประจุทั้งหมดคือ ทางซ้าย = -12 ทางขวา = $+4$ มีทางเดียวเท่านั้นที่จะทำให้ -12 กับ $+4$ ไปสู่การดูลได้ คือ เพิ่มสัมประสิทธิ์ 16 ไว้หน้า H^+ ion ส่วนอนุภาคของประจุอื่น ๆ ทั้งหมดมีสัมประสิทธิ์คงเดิม สมการ (1.15) จะกลายเป็น



ขั้นที่ 7 : ทำไฮโตรเจนให้คุลซึ่งไฮโตรเจนทางขวาทั้งหมดอยู่ในรูปของน้ำ ดังนั้นจึงมีน้ำเกิดขึ้น 8 โมเลกุล สมการสุดท้าย คือ

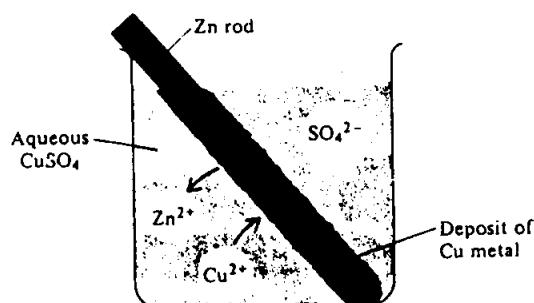


1.2.2 การถ่ายเทอิเล็กตรอนโดยทางอ้อมในเซลล์เคมีไฟฟ้า

1.2.2.1 การลดพลังงานศักย์สัมพันธ์กับปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นในเซลล์เคมีไฟฟ้าที่ปราศจากออกนาเป็นพลังงานไฟฟ้า

อิเล็กตรอนถ่ายเทระหว่างตัวออกซิไดซ์กับตัวรีดิวซ์ที่ปราศจากเมื่อปฏิกิริยาเกิดขึ้นในเซลล์เคมีไฟฟ้า ซึ่งเซลล์เหล่านี้จัดเป็นปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน ที่เกิดขึ้นโดยทางอ้อมนั่นคือ ครึ่งปฏิกิริยาของออกซิเดชันและรีดักชัน เกิดขึ้นแยกกันที่ผิวของอิเล็กโทรด พลังงานเคมีของสารที่เข้าร่วมในปฏิกิริยาถูกเปลี่ยนไปเป็นพลังงานไฟฟ้า

ตัวอย่างเช่น โลหะสังกะสีทำปฏิกิริยากับ aqueous copper sulfate ได้โลหะทองแดงกับ aqueous zinc sulfate สมการของปฏิกิริยานี้ คือ



รูปที่ 1.1 Spontaneous reaction : $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$

ปฏิกิริยาออกซิเดชัน : $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

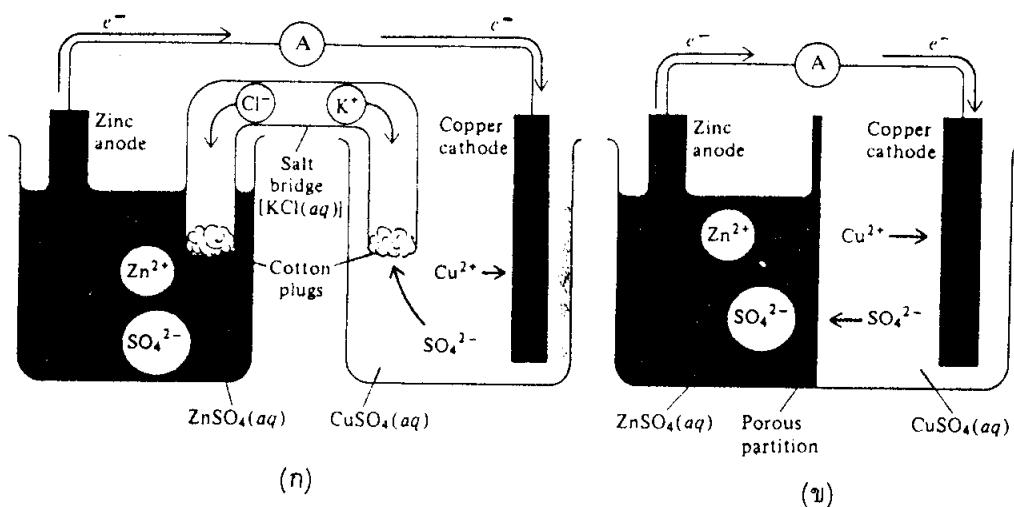
ปฏิกิริยารีดักชัน : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$

ปฏิกิริยาร่วม : $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$

เมื่อปฏิกิริยาเกิดขึ้นในบีกเกอร์เดียว กันสารที่เข้าทำปฏิกิริยาหั้งสองทำปฏิกิริยา กันโดยตรง การลดพลังงานศักย์ของระบบจะปราบภูออกมาเป็นความร้อนที่ให้กับสิ่งที่กู้โดยรอบ (สำหรับปฏิกิริยานี้ค่ายความร้อนออกมา 212 kJ)

อย่างไรก็ตาม เมื่อปฏิกิริยาเกิดขึ้นในเซลลเคมีไฟฟ้า สารที่เข้าทำปฏิกิริยาอยู่แยกกัน การถ่ายเทอิเล็กตรอนจึงเกิดขึ้นโดยทางอ้อมผ่านเส้นลวดที่เชื่อมต่อกับอิเล็กโตรด การลด พลังงานศักย์ของระบบจะปราบภูออกมาเป็นพลังงานไฟฟ้าซึ่งสามารถใช้ติดหลอดไฟเล็ก ๆ ได้ หรือมีผลต่อการอ่านค่าบันแอมมิเตอร์ (แอมมิเตอร์ คือ เครื่องมือที่ใช้สำหรับวัดกระแสไฟฟ้า) ลองสำรวจดูการสร้างและการปฏิบัติการของเซลลเคมีไฟฟ้า ดังแสดงในรูปที่ 1.2

เซลลเคมีไฟฟ้าหั้งหมดประกอบด้วย 2 ครึ่งเซลล ใน 2 บีกเกอร์ บีกเกอร์หนึ่งบรรจุสารละลาย 1M Zinc ion กับแ芬์โลหะสังกะสี ส่วนอีกบีกเกอร์หนึ่งบรรจุสารละลาย 1M copper ion กับแ芬์โลหะทองแดง อิเล็กโตรดถูกต่อเชื่อมผ่านมิเตอร์ด้วยโลหะตัวนำ (เส้นลวด) สารละลายหั้งสองเชื่อมต่อกันด้วยสะพานเกลือ (ประกอบด้วยสารละลายอิเล็กโทรลิติก (electrolytic solution) เช่น KCl , KNO_3) ซึ่งทำให้ครบวงจร



รูปที่ 1.2 เซลลเคมีไฟฟ้าอย่างง่าย

1.2.2.2 ออกซิเดชันเกิดที่อะโนด รีสักชันเกิดที่กะໂທ

เมื่ออิเล็กโทรดเชื่อมผ่านแอมมิเตอร์ มีหลักฐานแสดงว่าปฏิกิริยาเกิดขึ้น การเบี่ยงเบนของเข็มแอมมิเตอร์ซึ่งให้เห็นว่ามีกระแสไฟฟ้าไหลผ่านมิเตอร์ แผ่นสังกะสีเริ่มละลายและความเข้มของ Zn^{2+} ion ในสารละลายเพิ่มขึ้น ที่แผ่นทองแดงมวลเพิ่มขึ้น เพราะมีโลหะทองแดงจากสารละลายไปสะสมอยู่บนผิวของแผ่นทองแดง ในเวลาเดียวกันความเข้มข้นของ Cu^{2+} ion ในสารละลายลดลง ขณะที่ปฏิกิริยาบังคับดำเนินอยู่การเบี่ยงเบนของเข็มมิเตอร์เริ่มลดลง แสดงว่ากระแสไฟฟ้าไหลผ่านลดลง การสะสมของโลหะทองแดงบนแผ่นทองแดง เป็นผลมาจากการรีดักชันของ Cu^{2+} ion ในสารละลายทำให้มีหลักฐานว่า อิเล็กตรอนกำลังไหลผ่านจากแผ่นสังกะสีผ่านเส้นลวดไปสู่แผ่นทองแดง

ปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้นที่ผิวของแต่ละอิเล็กโทรด อาจจะแสดงได้ด้วยครึ่งปฏิกิริยา

ปฏิกิริยาออกซิเดชันเกิดขึ้นที่อิเล็กโทรดสังกะสี ดังนี้



ปฏิกิริยาเรดักชันเกิดขึ้นที่อิเล็กโทรดทองแดง ดังนี้



อิเล็กโทรดที่เกิดรีดักชัน เรียกว่า กะໂທ ออกซิเดชันเกิดที่อะโนด ดังนั้น แผ่นสังกะสี คืออะโนดและแผ่นทองแดงคือ กะໂທ

1.2.2.3 การเคลื่อนที่ของอิออนผ่านสะพานเกลือทำให้กรอบวงจรไฟฟ้าและรักษาความเป็นกลางทางไฟฟ้าของสารละลายไว้

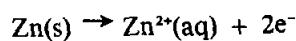
สะพานเกลือช่วยป้องกันไม่ให้สารละลายมีประจุไฟฟ้ามากเกินจำเป็น ถ้าไม่มีสะพานเกลือ Zinc ion ที่เป็นผลจากการละลายของแผ่นสังกะสีจะไปสะสมอยู่รอบ ๆ อิเล็กโทรดแล้วทำให้สารละลายมีประจุบวกมากขึ้น ซึ่งจะไปป้องกันไม่ให้อิเล็กตรอนไหลไปสู่ส่วนของแผ่นทองแดงในส่วนของกะໂທ การสะสมของ copper ion จะทำให้สารละลายมีอ่อนลับมากเกินไป สะพานเกลือนี้จะยอมให้ออนบากเคลื่อนที่ไปยังส่วนของกะໂທ

และอิออนลบเคลื่อนที่ไปยังส่วนของอะโนด การแพร่กระจายของอิออนจากสะพานเกลือจะช่วยรักษาความเป็นกลางทางไฟฟ้าของสารละลายไว้และทำให้อิเล็กตรอนไหลจากอะโนดผ่านวงจรภายในออกไปสู่ตะโภดได้อย่างอิสระ

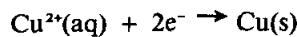
1.2.2.4 ปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชันรวมที่เกิดในเซลล์เคมีไฟฟ้าหรือเซลล์กําลวนิก คือผลรวมของ 2 ปฏิกิริยาครึ่งเซลล์

ปฏิกิริยาที่แสดงโดยสมการ (1.18) และ (1.19) เรียกว่าปฏิกิริยาครึ่งเซลล์เพื่อให้ได้สมการรวมของปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นในเซลล์ ที่แสดงในรูปที่ 1.2 ต้องนำปฏิกิริยาครึ่งเซลล์เหล่านั้นมาบวกกัน ดังนี้

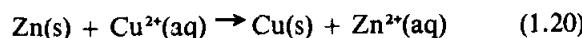
ปฏิกิริยาที่อะโนด (ออกซิเดชัน) :



ปฏิกิริยาที่กะໂໂດ (รีดักชัน) :



ปฏิกิริยาของเซลล์รวม :



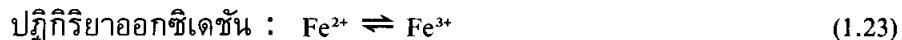
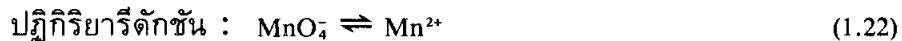
ขอให้สังเกตว่าสมการ (1.19) เมื่อนำไปบวกกับสมการ (1.18) จะเป็นการทำให้จำนวนอิเล็กตรอนที่ได้รับโดยทองแดงเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอนที่สูญเสียโดยสังกัด สมการ (1.20) แสดงปฏิกิริยาสุทธิหรือปฏิกิริยารวม

ตามทฤษฎีปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน สามารถแยกออกเป็นปฏิกิริยาครึ่งเซลล์ได้ ปฏิกิริยาครึ่งเซลล์สามารถทำให้ดูดแล้วนำมารวมกันเพื่อให้ได้สมการที่ดูดูละของปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน เมื่อร่วมปฏิกิริยาครึ่งเซลล์จึงเป็นการทำสมการรีดอกซ์ให้ดูดูลโดยไม่ต้องการใช้ความคิดที่สร้างขึ้นของออกซิเดชันนัมเบอร์ ตามลำดับขั้นข้างล่างนี้ ปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน เกือบทั้งหมดทำให้ดูดูลได้โดยวิธีครึ่งปฏิกิริยา

เราจะแสดงลำดับขั้นโดยการใช้วิธีคั่งปฏิกิริยา เพื่อคุณสมการของปฏิกิริยา ระหว่าง permanganate ion, MnO_4^- และ iron (II) ในสารละลายน้ำ MnO_4^- เป็นตัวออกซิไดซ์ ถูกปริเดวซ์ไปเป็น Mn^{2+} ion iron (II) ซึ่งเป็นตัวรีดิวซ์ถูกออกซิไดซ์โดย MnO_4^- ion ไปเป็น Fe (III) สมการโครงสร้างบัญญัติคือ



ขั้นที่ 1 : แบ่งสมการโครงสร้างเป็น 2 ปฏิกิริยาคั่งเหลแต่ละปฏิกิริยาคั่งเหล ต้องแสดงตัวออกซิไดซ์ หรือตัวรีดิวซ์ อย่างใดอย่างหนึ่งไว้ทางซ้ายและทางขวา ที่สัมพันธ์กับปฏิกิริยาออกซิเดชัน หรือปฏิกิริยาเรดักชันของมัน ปฏิกิริยาคั่งเหลที่ยังไม่ได้ดูลงของสมการ (1.21) คือ



เราจะทำสมการ (1.22) ให้ดุลก่อนแล้วตามด้วยการทำสมการ (1.23) ให้ดุล

ขั้นที่ 2 : นับจำนวนอะตอมของออกซิเจนและจำนวนออกซิเจนนี้ให้ดุลโดยการเพิ่มจำนวนโมเลกุลของน้ำไว้ออกข้างหนึ่ง จะเห็นว่าในสมการ (1.22) มีออกซิเจน 4 อะตอมอยู่ทางซ้าย จึงต้องเพิ่มขึ้น 4 โมเลกุลเข้าไปทางขวาของสมการ



ขั้นที่ 3 : นับจำนวนอะตอมของไฮโดรเจน ทำจำนวนไฮโดรเจนให้ดุลโดยการเพิ่มจำนวนไฮโดรเจนอิอ่อนเข้าไปอีกข้างหนึ่ง จะเห็นว่าในสมการ (1.24) มี 8 อะตอมของไฮโดรเจนอยู่ทางขวาจึงต้องเพิ่ม 8 ไฮโดรเจนอิอ่อนเข้าไปทางซ้ายของสมการ



ขั้นที่ 4 : นำเอาทั้ง 2 ข้างของสมการ (1.25) มาทำให้ดุลทางไฟฟ้า ซึ่งอาจจะทำได้โดยการนับประจุของอิอ่อนทั้งหมดที่มีอยู่ในแต่ละข้างแล้วเพิ่มอิเล็กตรอนเข้าไปในข้างที่ต้องการประจุลบเพื่อนำไปทำให้ดุลกับอีกข้างหนึ่ง จะเห็นว่าในสมการ

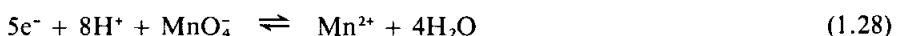
(1.25) ประจุของอิオンทางขวาคือ +2 ทางซ้ายมีอ +7 การเพิ่ม $5e^-$ เข้าไปทางซ้ายจะลดประจุให้เหลือเป็น +2



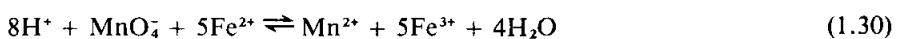
ขั้นที่ 5 : ทำซ้ำจากขั้นที่ 2 ถึงขั้นที่ 4 สำหรับสมการ (1.23) ได้ผลดังนี้



ขั้นที่ 6 : ทำจำนวนอิเล็กตรอนในสมการ (1.26) กับ (1.27) ให้ดูล จำนวนอิเล็กตรอนต้องเป็น ค.ร.น. ของจำนวนที่แสดงใน 2 สมการ ค.ร.น. ของ e^- กับ $5e^-$ คือ 5 คูณแต่ละ配方เตอร์ในแต่ละปฏิกิริยาครึ่งเซล ด้วยจำนวนที่จะทำให้จำนวนอิเล็กตรอนใน 2 ปฏิกิริยาครึ่งเซลเท่ากัน ดังนั้นสมการ (1.26) จึงคูณด้วย 1 และสมการ (1.27) คูณด้วย 5



ขั้นที่ 7 : บวกปฏิกิริยาครึ่งเซลทั้งสองเข้าด้วยกัน โดยบวกทางซ้ายของสมการ (1.28) กับทางซ้ายของสมการ (1.29) และบวกทางขวาของสมการ (1.28) กับทางขวาของสมการ (1.29) สมการสุทธิ คือ



การดูลของสมการอย่างถูกต้องนั้นจะต้องเป็นไปตามหลัก 3 ข้อ ข้างล่างนี้ด้วย

1. อิเล็กตรอนต้องตัดกันหมด
2. อะตอมทั้งสองข้างของสมการต้องดูแลกันทั้งชนิดและจำนวน
3. ประจุของอิออนทั้งสองข้างต้องดูแลกัน

สำหรับสมการของปฏิกิริยา ride oxida ในสารละลายนีบิก จำเป็นต้องเพิ่มขั้นพิเศษเข้ามาในลำดับขั้นเดิมอีก ขั้นพิเศษที่เพิ่มเข้ามานั้นก็เพื่อกำจัดอา H^+ ion ออก จะนั้นสมการของปฏิกิริยาในสารละลายนีบิกจะไม่มี H^+ ion เพื่อจะแสดงขั้นที่เพิ่มเข้ามานี้ เราจะเขียนสมการของปฏิกิริยาระหว่าง permanganate ion กับ Cyanide ion, CN^- ในสารละลายนีบิก

ให้ดู ในปฏิกิริยานี้ MnO_4^- ถูกเรียกว่าไปเป็น MnO_2 และ CN^- ion ถูกออกซิไดซ์ไปเป็น cyanate ion, CNO^- สมการโครงสร้างคือ



ขั้นที่ 1 : เมื่อونกับในสารละลายกรด



ขั้นที่ 2 : เมื่อونกับในสารละลายกรด



ขั้นที่ 3 : เมื่ออนกับในสารละลายกรด



ขั้นที่ 3 ก : (เฉพาะปฏิกิริยานี้ในสารละลายเบสิก) เอา H^+ ions ออกจากปฏิกิริยาครึ่งเซลล์ที่ทำได้โดยปราศจากการเปลี่ยนดูลในขณะนั้นเลย โดยการเพิ่มจำนวนไฮดรอกไซด์อิออน จำนวนเดียวกันเข้าไปทั้งสองข้างของสมการ จะเห็นว่า ในสมการ (1.35) ต้องการ 4 ไฮดรอกไซด์อิออน เพื่อทำให้เป็นกลางกับ 4 ไฮโดรเจนอิออนและรักษาดูลของสมการไว้ด้วย

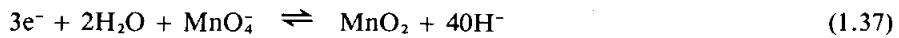
เพิ่ม 4. OH^- ions เข้าทั้งสองข้าง



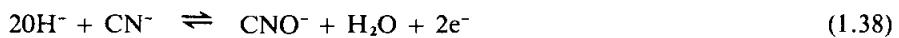
ปฏิกิริยานี้ปรากฏผลว่ามีโมเลกุลของน้ำทั้งสองข้างของสมการ รวมโมเลกุลของน้ำไว้ด้วยกัน



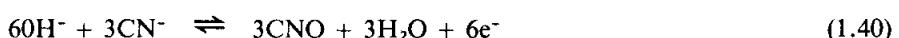
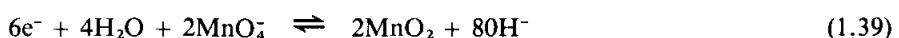
ขั้นที่ 4 : เมื่อ่อนกับสารละลายกรด



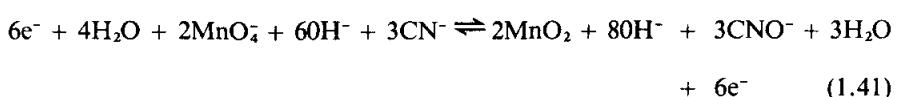
ขั้นที่ 5 : ทำซ้ำจากขั้นที่ 2 ถึงขั้นที่ 4 สำหรับสมการ (1.33) ได้ผลดังนี้



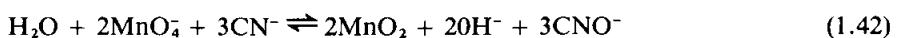
ขั้นที่ 6 : ทำอิเล็กตรอนให้ดุลโดยการคูณสมการ (1.37) ด้วย 2 และสมการ (1.38)
ด้วย 3



ขั้นที่ 7 : บวกสมการ (1.39) กับ (1.40) ให้ผล



จัดเทอมเมื่อันใหม่



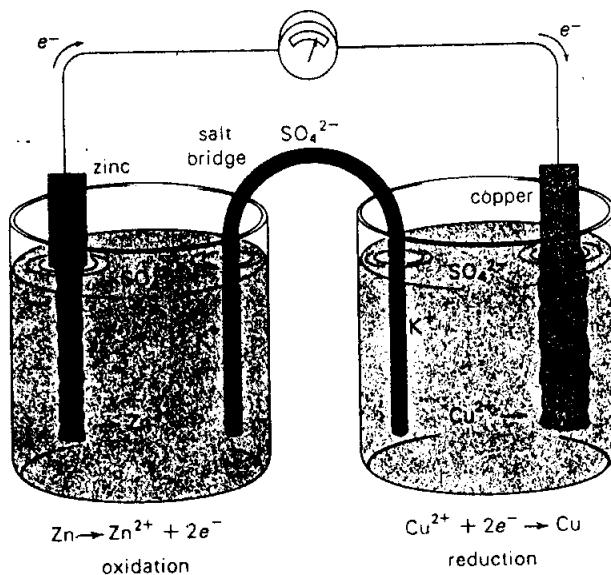
เราได้ทราบความคิดเกี่ยวกับค่าของปฏิกิริยาครึ่งเซลล์ด้วยการเขียนสมการของปฏิกิริยาเรื่องของตัวออกซิไดซ์ และตัวรีดิวซ์ และยังนำไปใช้หาปริมาณ cell-voltage เปรียบเทียบกับความแรงของตัวออกซิไดซ์ และตัวรีดิวซ์ และยังนำไปใช้หาว่าปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชันนั้นมีขอบเขตและความสามารถที่จะเกิดขึ้นได่องเพียงไร เมื่อเราจะอธิบายเกี่ยวกับเรื่องที่กล่าวมานี้ เราต้องpercium และเข้าใจความหมายในแรงของปริมาณให้เข้าใจเสียก่อนแล้วจึงนำไปใช้อธิบายปรากฏการณ์ที่เกิดขึ้นดังเช่น เซลของสังกะสี-ทองแดง (zinc-copper cell) ตามที่ได้กล่าวมาแล้ว

1.3 หลักของเซลเคมีไฟฟ้าหรือเซลล์ควานิก

จากหัวข้อ 1.2.2.2 พบร่วมกับอิเล็กตรอนให้ผ่านมิตอර์ จากซิงค์อิเล็กโตรดไปสู่คوبเปอร์อิเล็กโตรด ซึ่งแสดงให้เห็นว่า copper metal-copper ion system ในบิกเกอร์ทางขวา

มีแรงดึงดูดอิเล็กตรอนมากกว่า zinc metal-zinc ion system ในบีกเกอร์ทางซ้ายความสามารถดึงดูดอิเล็กตรอนของครึ่งเซลล์ (half-cell) เรียกว่า ศักย์ไฟฟ้า (electric potential, E) ของมัน ความแตกต่างในความสามารถดึงดูดอิเล็กตรอนระหว่าง 2 ครึ่งเซลล์ หาได้โดยการวัดความโน้มเอียงของปฏิกิริยาของเซลล์ หั้งหมุดที่จะเกิดขึ้น ความแตกต่างระหว่างศักย์ไฟฟ้าของ 2 ครึ่งเซลล์นี้ เรียกว่า ความต่างศักย์ (potential difference) ซึ่งโดยปกติแสดงออกมาเป็น โวลเตจ (voltage) โวลท์ (V) คือความต่างศักย์ที่ทำให้กระแสไฟฟ้า 1 แอมป์ “ไหลผ่าน ตัวนำที่มีความต้านทาน 1 โอห์ม (ohm) โอห์ม คือหน่วยของความต้านทานทางไฟฟ้า แอมป์เร (ampere) อาจจะให้นิยามเป็นอัตราการ “ไหลของอิเล็กตรอนผ่านตัวนำ”

เครื่องมือสำหรับวัดโวลเตจ เรียกว่า โอล์ตมิเตอร์ เมื่อนำเอาโอล์ตมิเตอร์ไปต่อ กับอิเล็กโตรดของ zinc-copper electrochemical cell ดังแสดงไว้ในรูปที่ 1.3 จะอ่านค่าได้ 1.10V ซึ่งหมายความว่าครึ่งเซลล์ Cu-Cu²⁺ มีความสามารถดึงดูดอิเล็กตรอนได้มากกว่า ครึ่งเซลล์ของ Zn-Zn²⁺ อยู่ 1.10V ถ้าเราทราบค่าศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์สังกะสีแล้ว เรา ก็จะหาค่าศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ของทองแดง ได้โดยนำเอา 1.10V “ไปบวกกับค่าศักย์ไฟฟ้าของ ครึ่งเซลล์ของสังกะสี”



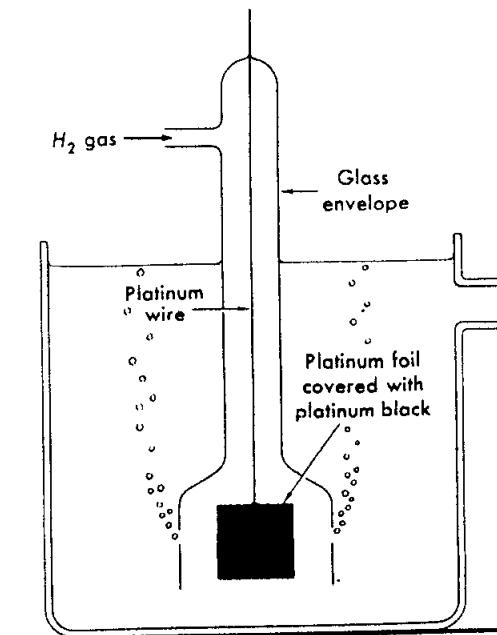
รูปที่ 1.3 Zinc - Copper Electrochemical Cell

อย่างไรก็ตามค่าศักย์ไฟฟ้าสัมบูรณ์ของครึ่งเซลล์ที่แยกอยู่โดด ๆ นั้นก็คล้ายกับ total energy content ของสารเคมีนั้นเอง คือเราไม่สามารถวัดได้ด้วยการทดลอง แต่เราจัดได้เพียงความแตกต่างของศักย์ไฟฟ้าระหว่าง 2 ครึ่งเซลล์เท่านั้น

1.3.1 ศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์สัมพัทธ์หาได้โดยการเปรียบเทียบกับครึ่งเซลล์ของไออกอิโอดเรอนมาตราฐาน

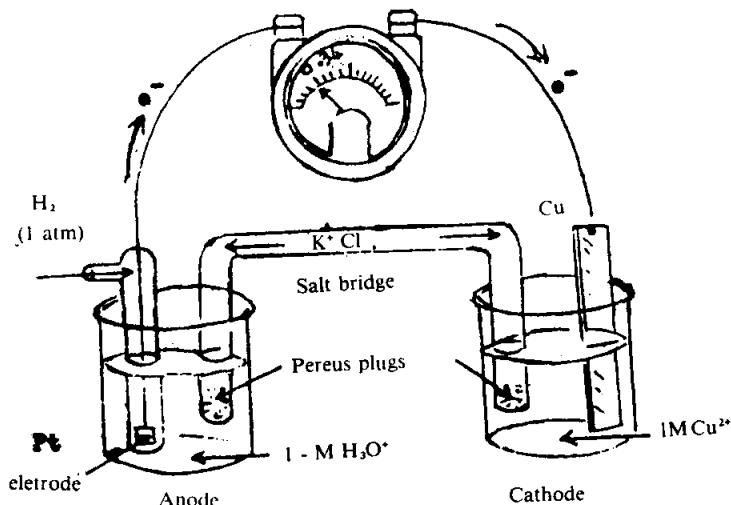
ถ้าสมมุติให้ศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ (half-cell) มาตรฐานมีค่าเป็นศูนย์แล้วความแตกต่างของศักย์ไฟฟ้าระหว่างครึ่งเซลล์มาตรฐานกับครึ่งเซลล์ที่สองก็คือ ศักย์ไฟฟ้าสัมพัทธ์ของครึ่งเซลล์ที่สองนั้นเอง

ครึ่งเซลล์มาตรฐานที่ใช้ในการเปรียบเทียบค่าศักย์ไฟฟ้านั้น (ดังแสดงในรูปที่ 1.4) ประกอบด้วยอิเล็กโทรดแพลทินัมจุ่มอยู่ในสารละลายน้ำ [H₂O⁺] 1 M. แก๊สไออกอิโอดเรอนที่ผ่านเข้าไปมีความดัน 1 บรรยากาศเป็นพองอยู่เหนืออิเล็กโทรด โดยมีอุณหภูมิคงที่ที่ 25°C



รูปที่ 1.4 อิเล็กโทรดไออกอิโอดเรอนมาตราฐาน

ในรูปที่ 1.5 แสดงให้เห็นถึงการนำอากาศรี่งเซลของทองแดงซึ่งมี $[Cu^{2+}]$ 1 M. มาเปรียบเทียบกับครึ่งเซลของไฮโดรเจนมาตรฐานโดยมีโอลต์มิเตอร์มาเชื่อมต่อให้ครบวงจร การอ่านค่าจากโอลต์มิเตอร์ แสดงว่ามีความต่างศักย์ระหว่างครึ่งเซลของไฮโดรเจน กับครึ่งเซลของทองแดง เป็น 0.34V แต่ศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลของไฮโดรเจนมาตรฐานถูกกำหนดให้เป็นศูนย์ ฉะนั้นศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลของทองแดงจึงเป็น 0.34V

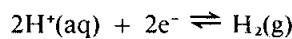


รูปที่ 1.5 Copper - hydrogen cell

จะเห็นว่าปฏิกิริยานี้อิเล็กตรอนไหลจากครึ่งเซลไฮโดรเจนไปสู่ครึ่งเซลของทองแดง หรืออีกนัยหนึ่งก็คือครึ่งเซลของทองแดงมีความสามารถ ดึงดูดอิเล็กตรอนมากกว่าครึ่งเซลของไฮโดรเจนอยู่ 0.34V ริดกซันของ copper ion ที่อิเล็กโทรดทองแดง แสดงให้เห็นว่า ความสามารถดึงดูดอิเล็กตรอนของครึ่งเซลสัมพันธ์กับกระบวนการารริดกซัน ฉะนั้นโอลต์ 0.34V นี้จึงเรียกว่า ศักย์ไฟฟารีดักซัน (reduction potential) ความโน้มเอียงของ copper ion ที่จะถูกรีดิวซ์ไปเป็นอะตอมของทองแดงในครึ่งเซล



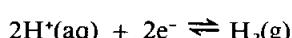
มีมากกว่าความโน้มเอียงสำหรับ H^+ ion ที่จะถูกรีดิวซ์ไปเป็น H_2 ในครึ่งเซล อยู่ 0.34V



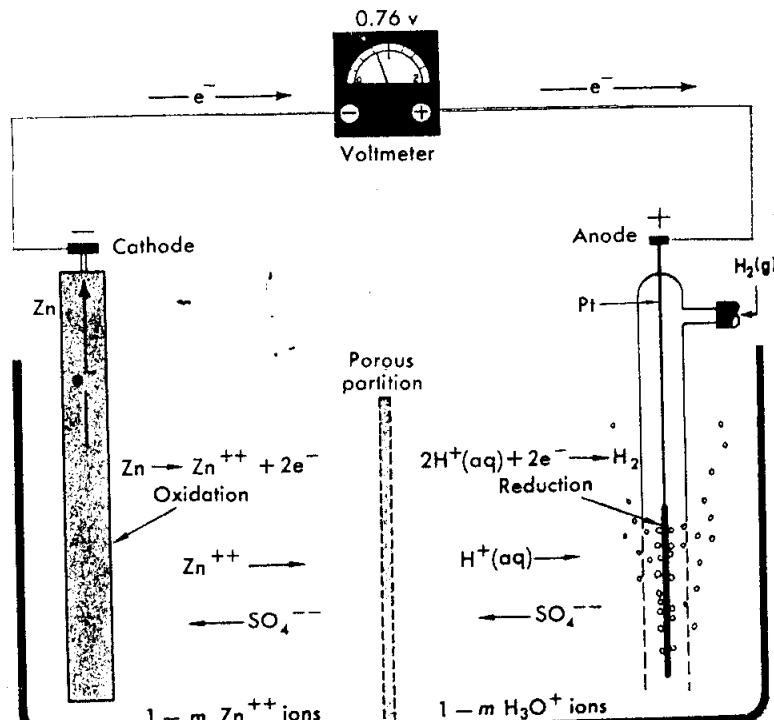
ในรูปที่ 1.6 แสดงให้เห็นว่าเมื่อนำเอาครึ่งเซลของไฮโดรเจนมาตราชูนจับคู่กับครึ่งเซลมาตราชูนของสังกะสีแล้ว โวลต์มิเตอร์อ่านค่าได้ 0.76V ปฏิกิริยานี้ออกให้ทราบว่า อิเล็กตรอนไฟลจากอิเล็กโตรดสังกะสีผ่านวงจรภายนอกไปสู่อิเล็กโตรดไฮโดรเจน H^+ ion ถูกรีดิวช์ช์ไปเป็นแก๊ส H_2 นั่นหมายความว่าความโน้มเอียงของ zinc ion ที่จะถูกรีดิวช์ช์ไปเป็นอะตอมของสังกะสีในครึ่งเซล



มีน้อยกว่าความโน้มเอียงของ H^+ ions ที่จะถูกรีดิวช์ช์ไปเป็น H_2 ในครึ่งเซลอยู่ 0.76V



แต่ความสามารถดึงดูดอิเล็กตรอนของครึ่งเซลของไฮโดรเจนถูกแทนด้วยศักย์ไฟฟ้า สูญญ์โอล์ ฉะนั้นศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลของสังกะสีจึงควรเป็น -0.76 V



รูปที่ 1.6 Zinc - hydrogen cell

ความสามารถดึงดูดอิเล็กตรอนของครึ่งเซลของทองแดงมีมากกว่าของครึ่งเซลของไฮโดรเจนอยู่ $0.34V$ และความสามารถดึงดูดอิเล็กตรอนของครึ่งเซลของสังกะสี มีน้อยกว่าของครึ่งเซลของไฮโดรเจนอยู่ $0.76V$ จะนั้นความสามารถดึงดูดอิเล็กตรอนของครึ่งเซลของทองแดงต้องมากกว่าของครึ่งเซลของสังกะสีอยู่ $1.10V$ ความสัมพันธ์นี้แสดงไว้ในตารางที่ 1.3 ข้างล่างนี้ ส่วน cell นั้นแสดงไว้ในรูปที่ 1.3

ตารางที่ 1.3 ศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซล

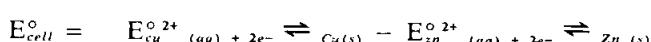
ครึ่งเซล	electron Relative electron attracting ability
copper	$0.34 V$
hydrogen	$0.00 V$
zinc	$-0.76 V$

1.3.2 โวลเตจของเซลมาตราฐาน (E_{cell}°) คือตัววัดความโน้มเอียงของปฏิกิริยาของเซลที่จะเกิดขึ้น

เมื่อนำเอาครึ่งเซลของทองแดงมาตรฐาน กับครึ่งเซลของสังกะสีมาตรฐานมาจับคู่กัน โอลต์มิเตอร์อ่านค่าได้ $1.10V$ (ดังแสดงในรูปที่ 1.3) นี่คือ ความต่างศักย์ระหว่าง 2 ครึ่งเซลในสภาวะมาตราฐานซึ่งเรียกว่า ศักย์ไฟฟ้าของเซลมาตราฐาน (E_{cell}°) นั้นคือ

$$E_{cell}^{\circ} = E_{oxidant}^{\circ} - E_{reductant}^{\circ}$$

สำหรับครึ่งเซลของสังกะสี-ทองแดง



แทนค่าเฉพาะลงไป

$$E_{cell}^{\circ} = 0.34V - (-0.76V) = 0.34V + 0.76V = 1.10V$$

โวลเตจน์แสดงถึงความโน้มเอียงของปฏิกิริยาของเซลล์ที่จะเกิดขึ้นเมื่อสาร



ที่เกี่ยวข้องหั้งหมุดอยู่ที่สภาวะมาตรฐาน ค่าของศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานอาจคิดเป็นตัววัดความเข้มของ driving force ของปฏิกิริยาได้

ศักย์ไฟฟารีดักชันมาตรฐานของปฏิกิริยาครึ่งเซลล์ จำนวนมากหาได้โดยการเปรียบเทียบกับครึ่งเซลล์ของไฮโดรเจน ดังที่กำหนดไว้ในตารางที่ 1.4

**ตารางที่ 1.4 ศักย์ไฟฟารีดักชันมาตรฐาน (Standard Reduction Potentials)
ที่ 25°C**

ตัวออกซิไดซ์	ตัวรีดิวซ์	E°(V)
F ₂ (g)	+ 2e ⁻ ⇌ 2F ⁻ (aq)	+ 2.85
Co ³⁺	+ e ⁻ ⇌ Co ²⁺ (aq)	+ 1.82
MnO ₄ ⁻ (aq) + 8H ⁺ (aq)	+ 5e ⁻ ⇌ 4H ₂ O + Mn ²⁺ (aq)	+ 1.52
ClO ₄ ⁻ (aq) + 8H ⁺ (aq)	+ 8e ⁻ ⇌ 4H ₂ O + Cl ⁻ (aq)	+ 1.39
Cl ₂ (g)	+ 2e ⁻ ⇌ 2Cl ⁻ (aq)	+ 1.36
Cr ₂ O ₇ ²⁻ (aq) + 14H ⁺ (aq)	+ 6e ⁻ ⇌ 7H ₂ O + 2Cr ³⁺ (aq)	+ 1.33
MnO ₂ (s) + 4H ⁺ (aq)	+ 3e ⁻ ⇌ 2H ₂ O + Mn ²⁺ (aq)	+ 1.23
O ₂ (g) + 4H ⁺ (aq)	+ 4e ⁻ ⇌ 2H ₂ O(l)	+ 1.23
Br ₂ (l)	+ 2e ⁻ ⇌ 2Br ⁻ (aq)	+ 1.06
NO ₃ ⁻ (aq) + H ⁺ (aq)	+ 3e ⁻ ⇌ H ₂ O + NO(g)	+ 0.96
Hg ²⁺ (aq)	+ 2e ⁻ ⇌ Hg(l)	+ 0.85
Ag ⁺ (aq)	+ e ⁻ ⇌ Ag(s)	+ 0.80
Fe ³⁺ (aq)	+ e ⁻ ⇌ Fe ²⁺ (aq)	+ 0.77

ตัวออกซิไดซ์	ตัวรีดิวช์	$E^\circ(V)$
$MnO_4^-(aq) + H_2O$	$+ 3e^- \rightleftharpoons 4OH^-(aq) + MnO_2(s)$	+ 0.59
$I_2(s)$	$+ 2e^- \rightleftharpoons 2I^-(aq)$	+ 0.54
$Cu^{2+}(aq)$	$+ 2e^- \rightleftharpoons Cu(s)$	+ 0.34
$Sn^{4+}(aq)$	$+ 2e^- \rightleftharpoons Sn^{2+}(aq)$	+ 0.15
$2H^+(aq)$	$+ 2e^- \rightleftharpoons H_2(g)$	+ 0.00
$Pb^{2+}(aq)$	$+ 2e^- \rightleftharpoons Pb(s)$	- 0.13
$Sn^{2+}(aq)$	$+ 2e^- \rightleftharpoons Sn(s)$	- 0.14
$Ni^{2+}(aq)$	$+ 2e^- \rightleftharpoons Ni(s)$	- 0.24
$Cd^{2+}(aq)$	$+ 2e^- \rightleftharpoons Cd(s)$	- 0.40
$Fe^{2+}(aq)$	$+ 2e^- \rightleftharpoons Fe(s)$	- 0.44
$Zn^{2+}(aq)$	$+ 2e^- \rightleftharpoons Zn(s)$	- 0.76
$Al^{3+}(aq)$	$+ 3e^- \rightleftharpoons Al(s)$	- 1.66
$Mg^{2+}(aq)$	$+ 2e^- \rightleftharpoons Mg(s)$	- 2.34
$Na^+(aq)$	$+ e^- \rightleftharpoons Na(s)$	- 2.71
$Ca^{2+}(aq)$	$+ 2e^- \rightleftharpoons Ca(s)$	- 2.87
$Li^+(aq)$	$+ e^- \rightleftharpoons Li(s)$	- 3.04

1.3.3 ตัวออกซิไดซ์ที่แรงสัมพันธ์กับปฏิกิริยาเรดักชันของครึ่งเซลล์ที่มีค่าศักย์ไฟฟ้าเรดักชันสูง

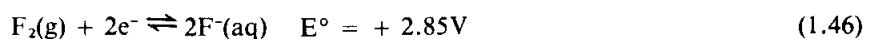
เราลองตรวจสอบ, แปรความ และนำเอาข้อมูลที่กำหนดไว้ในตารางที่ 1.4 มาพิจารณา จะพบว่าครึ่งปฏิกิริยาทั้งหมดในตารางนี้เรียบเรียงเพื่อให้ได้ปฏิกิริยาไปข้างหน้า (ปฏิกิริยาเกิดไปทางขวา) เป็นปฏิกิริยาเรดักชัน ซึ่งหมายความว่าตัวออกซิไดซ์อยู่ทางซ้ายของสมการ ตัวออกซิไดซ์ที่แรงที่สุด คือ F_2 , ซึ่งอยู่ทางด้านซ้ายบนสุดส่วนตัวออกซิไดซ์ที่เลวที่สุด

คือ Lithium ion, Li^+ จึงอยู่ทางด้านซ้ายล่างสุด จะเห็นว่าในตารางนี้ตัวออกซิไดร์ฟ ลดลงตามลำดับของความแรงในการออกซิไดร์ฟ (oxidizing strength)

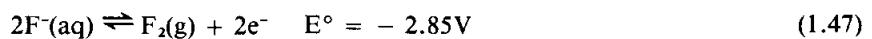
ค่าของศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลจะชี้ให้เห็นถึงความโน้มเอียงที่จะทำให้ปฏิกิริยาเรียดักชันของครึ่งเซลดำเนินไปทางขวา ค่าศักย์ไฟฟ้าที่เป็นบวกของปฏิกิริยาเรียดักชันของครึ่งเซลหมายความว่า ตัวออกซิไดร์ฟนั้นเป็นตัวออกซิไดร์ฟที่แรงกว่า hydrogen ion, H^+ ส่วนค่าศักย์ไฟฟ้าที่เป็นลบ หมายความว่าตัวออกซิไดร์ฟนั้นเป็นตัวออกซิไดร์ฟที่อ่อนกว่า hydrogen ion, H^+ ดังนั้น Cu^{2+} ion จึงเป็นตัวออกซิไดร์ฟที่แรงกว่า H^+ ion แต่ Zn^{2+} ion เป็นตัวออกซิไดร์ฟที่อ่อนกว่า H^+ ion

1.3.4 ตัวรีดิวช์ที่แรงสัมพันธ์กับปฏิกิริยาออกซิเดชันของครึ่งเซลที่มีค่าศักย์ไฟฟ้าออกซิเดชันสูง

ในแต่ละปฏิกิริยาครึ่งเซลประกอบด้วย oxidize form และ reduce form ทางด้านขวาสามารถทำหน้าที่เป็นตัวรีดิวช์ ความแรงของตัวรีดิวช์กำหนดได้โดยความโน้มเอียงที่จะทำให้ปฏิกิริยาครึ่งเซลดำเนินไปทางซ้าย ปฏิกิริยาครึ่งเซลที่มีค่าศักย์ไฟฟ้าที่เป็นบวกมากที่สุดมีความโน้มเอียงที่จะทำให้ปฏิกิริยาดำเนินไปทางขวาได้มากที่สุด และมีความโน้มเอียงน้อยที่สุดที่จะทำให้ปฏิกิริยาดำเนินไปทางซ้าย ตัวอย่างเช่น



ปฏิกิริยานี้มีความโน้มเอียงมากที่จะทำให้ปฏิกิริยาดำเนินไปทางขวา ถ้าเขียนปฏิกิริยานี้ย้อนกลับเพื่อแสดงผลของการออกซิเดชัน



ขอให้สังเกตว่าสมการ (1.47) ซึ่งเป็นสมการย้อนกลับของสมการ (1.46) จะมีเครื่องหมายของศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานเปลี่ยนไป ค่าลบเท่ากับของสมการ (1.47) ซึ่งให้เห็นว่า มีความโน้มเอียงเพียงเล็กน้อยสำหรับ F^- ion ที่จะให้ออกตรอนแล้วกลับเป็นชาตุพลูอิรีน หรืออีกนัยหนึ่งก็คือ F^- ion เป็นตัวรีดิวช์ที่แรงที่สุดในตารางนี้ ส่วนตัวรีดิวช์ที่แรงที่สุดในตารางนี้ก็คือโลหะลิเทียม, Li ดังนั้นความแรงของตัวรีดิวช์ในตารางและเพิ่มขึ้นขณะที่ อันดับลดลงตามลำดับ

เป็นที่น่าสังเกตว่า ตารางในตำราบางเล่มกำหนดปฏิกิริยาครึ่งเซลล์เป็นปฏิกิริยาออกซิเดชัน เพื่อให้ตัวเริติวัต์ที่แรงที่สุด อยู่ที่ด้านบนซ้ายของตาราง ในตารางนั้นความแรงของตัวเริติวัต์ซึ่งให้เห็นได้ด้วยค่าศักย์ไฟฟ้าออกซิเดชัน ซึ่งเป็นจำนวนเท่ากันกับศักย์ไฟฟ้ารีดักชัน ในตารางที่ 1.4 แต่มีเครื่องหมายตรงข้ามกัน ปฏิกิริยาออกซิเดชันของครึ่งเซลล์ กับค่าศักย์ไฟฟ้าออกซิเดชันของมันได้แสดงไว้เพียงเล็กน้อยในตารางที่ 1.5 จะเห็นได้ว่า ค่า E° ที่กำหนดไว้ในสมการ (1.47) นั้นเป็นศักย์ไฟฟ้าออกซิเดชัน ในตารางที่ 1.4 ซึ่งแสดงศักย์ไฟฟ้ารีดักชัน ครึ่งเซลล์ของฟลูออริน อยู่บนสุดของตาราง และมีค่าศักย์ไฟฟ้าที่เป็นจำนวนมาก (โกลเดจ) ส่วนในตารางของศักย์ไฟฟ้าออกซิเดชัน (ตารางที่ 1.5) ครึ่งเซลล์ของฟลูออริน อยู่ล่างสุดและมีค่าศักย์ไฟฟ้าที่เป็นลบมาก ศักย์ไฟฟ้าที่เป็นบวกซึ่งให้เห็นถึงความโน้มเอียงของครึ่งปฏิกิริยาที่จะดำเนินทางขวาโดยไม่ต้องคำนึงถึงว่ามันจะเป็นศักย์ไฟฟ้าออกซิเดชัน หรือศักย์ไฟฟ้ารีดักชัน

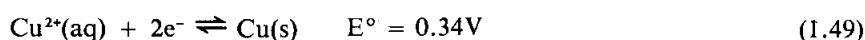
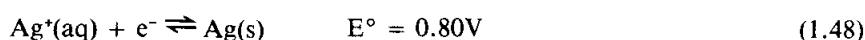
ตารางที่ 1.5 ศักย์ไฟฟ้าออกซิเดชันมาตรฐานที่ 25°C

ตัวเริติวัต์	ตัวออกซิไดต์	$E^\circ(\text{V})$
Li(s)	$\rightleftharpoons \text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$	3.04
Zn(s)	$\rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	0.76
Fe(s)	$\rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	0.44
H ₂ (g)	$\rightleftharpoons 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	0.00
Cu(s)	$\rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	- 0.34
Ag(s)	$\rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$	- 0.80
2Cl ⁻ (aq)	$\rightleftharpoons \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$	- 1.36
2H ₂ O(l)	$\rightleftharpoons \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^-$	- 1.23
Mn ²⁺ (aq) + 4H ₂ O	$\rightleftharpoons \text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^-$	- 1.52
2F ⁻ (aq)	$\rightleftharpoons \text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$	- 2.85

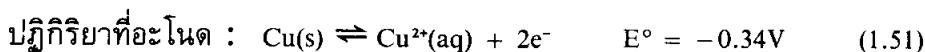
1.3.5 โวลเตจของเซลล์มาตรฐาน (E_{cell}°) ที่เป็นบวก บอกให้ทราบว่าปฏิกิริยาสามารถเกิดขึ้นได้เมื่อที่ 25°C เมื่อสารที่เกี่ยวข้องอยู่ที่ความเข้มข้นมาตรฐาน

สมการสูตรสำหรับปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน สามารถหาได้โดยการรวม 2 ปฏิกิริยาครึ่งเซลล์ใด ๆ ที่อยู่ในตารางเดียวกัน (ในตารางที่ 1.4 หรือ 1.5) โดยยึดหลักว่า อิเล็กตรอนต้องหมุนไป ซึ่งก็หมายความว่าปฏิกิริยาครึ่งเซลล์หนึ่งต้องเขียนเป็นรีดักชัน ส่วนอีกปฏิกิริยาครึ่งเซลล์หนึ่งเขียนเป็นออกซิเดชัน โดยถือหลักว่าปฏิกิริยาครึ่งเซลล์ที่มีค่าศักย์ไฟฟ้ารีดักชันต่ำกว่าจะต้องเขียนย้อนกลับเป็นออกซิเดชัน และวิธีนี้ไปรวมกับครึ่งเซลล์ที่มีค่าศักย์ไฟฟ้ารีดักชันสูงกว่า ที่เป็นเช่นนี้ เพราะครึ่งเซลล์ที่มีค่าศักย์ไฟฟ้ารีดักชันสูงกว่า มีความโน้มเอียงที่จะเกิดขึ้นตามที่เขียนในตารางได้มากกว่า

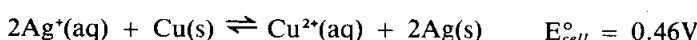
จากตารางที่ 1.4 ถ้าพิจารณา 2 ปฏิกิริยาครึ่งเซลล์ข้างล่างนี้



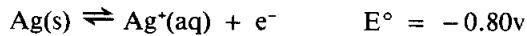
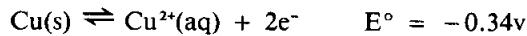
ก่อนรวมสมการทั้งสองนี้สมการ (1.48) ต้องคูณด้วย 2 เพื่อให้อิเล็กตรอนดูดัดและ สมการ (1.49) ต้องเขียนย้อนกลับให้เป็นสมการออกซิเดชัน สมการใหม่ทั้งสองจึงกลายเป็น ปฏิกิริยาที่จะใช้ : $2\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{Ag}(\text{s}) \quad E^{\circ} = 0.80\text{V} \quad (1.50)$



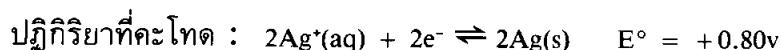
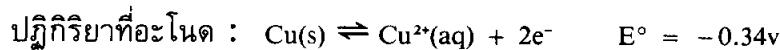
จะสังเกตเห็นว่าเราไม่จำเป็นต้องคูณค่าศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ของเงินด้วย 2 เพราะว่าค่าศักย์ไฟฟ้าไม่ใช่ตัวเลขแสดงจำนวนอิเล็กตรอน เมื่อร่วมสมการ (1.50) กับ (1.51) เข้าด้วยกัน จะได้ผลเป็นปฏิกิริยาของเซลล์ :



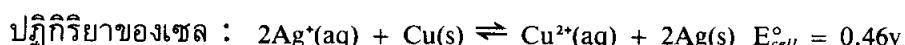
เครื่องหมายบวกของโวลเตจของเซลล์ (E_{cell}°) แสดงให้ทราบว่าปฏิกิริยานี้เกิดขึ้น “ได้” เมื่อที่สภาวะมาตรฐาน และค่าของโวลเตจซึ่งให้เห็นถึงขอบเขตที่ปฏิกิริยาจะเกิดขึ้นได้ ขอให้สังเกตว่าปฏิกิริยาและโวลเตจของเซลล์เดียวกันนี้อาจหายได้โดยการใช้ ปฏิกิริยาออกซิเดชันของครึ่งเซลล์กับศักย์ไฟฟ้าออกซิเดชัน ในตารางที่ 1.5 ได้ชี้แจงไว้ กัน ในตารางนี้ปฏิกิริยาครึ่งเซลล์ของทองแดงและเงิน เขียนได้เป็น



ก่อนรวมสมการทั้งสองนี้ เราต้องกลับสมการของปฏิกิริยาครึ่งเซลล์ของเงิน แล้วคูณด้วย 2 (เพื่อทำให้จำนวนอิเล็กตรอนดูลงกัน) สมการทั้งสองกลายเป็น



เมื่อร่วมสมการทั้งสองแล้วได้ผลเป็น



โดยสรุปแล้วอาจกล่าวได้ว่าตัวออกซิไดซ์ได ๔ (ทางซ้ายมือของตารางที่ 1.4) สามารถเกิดปฏิกิริยาขึ้นได้engกับตัวรีดิวซ์ได ๔ (ทางขวาเมื่อ) ที่สภาวะมาตรฐาน ซึ่งอยู่ถัดลงไปในตารางนั้น ดังเช่น Br₂ จะออกซิไดซ์ Cu, I⁻ และ Zn แต่ไม่ออกซิไดซ์ Cl⁻ ซึ่งอยู่เหนือกว่า ตามที่ปรากฏในตารางที่ 1.4 ตัวออกซิไดซ์ ยิ่งอยู่ห่างจากตัวรีดิวซ์มากเพียงใด ความโน้มเอียงสำหรับปฏิกิริยาที่จะเกิดก็มีมากขึ้นเพียงนั้น นอกจากนั้นยังทำให้ความแตกต่างของศักย์ไฟฟ้ามีค่าสูงมากขึ้น และ driving force ของปฏิกิริยาจึงสูงมากขึ้นอีกด้วย

แบบฝึกหัด

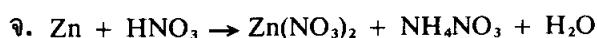
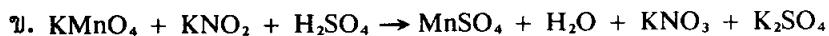
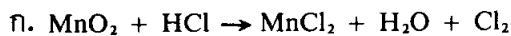
1. จงทำสมการข้างล่างนี้ให้ดูล แลวในแต่ละปฏิกิริยาจะแสดง

1. ตัวออกซิไดซ์

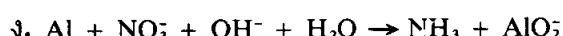
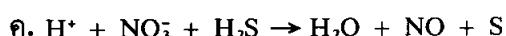
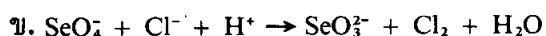
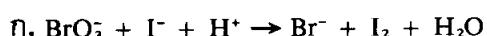
2. ตัวรีดิวเซิร์

3. ธาตุที่ถูกออกซิไดซ์ และ

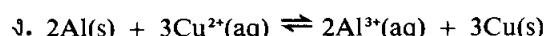
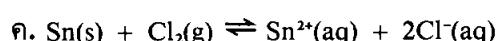
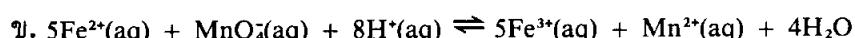
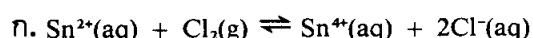
4. ธาตุที่ถูกรีดิวเซิร์



2. จงทำสมการข้างล่างนี้ให้ดูล



3. จงหาค่า E_{cell}° ของปฏิกิริยาเรื่องออกซ์ต่อไปนี้



4. จงพิจารณาว่า ปฏิกิริยาใดเกิดขึ้นได้เอง ณ สมการะมาตรฐาน

