

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 10

หน่วยที่ 5 เคมีไฟฟ้า

บทเรียนที่ 5.1 เคมีไฟฟ้าเบื้องต้น

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจเกี่ยวกับเคมีไฟฟ้าเบื้องต้น

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. บอกเลขออกซิเดชัน
2. อธิบายปฏิกิริยารีดอกซ์
3. บอกองค์ประกอบของเซลล์เคมีไฟฟ้า

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย และอภิปราย
2. กิจกรรมกลุ่มในชั้นเรียน (Work@class)

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

1. เอกสารคำสอน วิชาเคมี 2
2. เอกสาร powerpoint
3. https://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=11425
4. <https://www.facebook.com/chemographics>
5. <https://www.slideshare.net/woravith>

การวัดผล

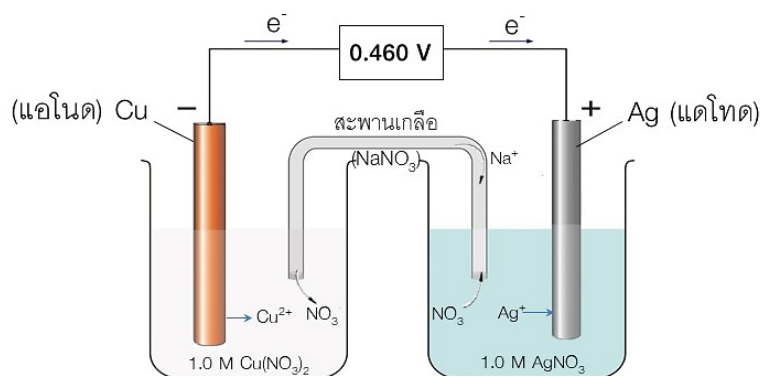
1. ประเมินจากกิจกรรมในชั้นเรียน
2. ประเมินจากกิจกรรมแบบฝึกหัด หรืองานที่มอบหมาย
3. ประเมินจากการสรุปประเด็นสำคัญ หรือการนำเสนอผลของการสืบค้นที่ได้รับมอบหมาย
4. ประเมินจากการสอบย่อยรายหน่วยเรียน

หน่วยที่ 5 เคมีไฟฟ้า

บทเรียนที่ 5.1 เคมีไฟฟ้าเบื้องต้น

การศึกษาเกี่ยวกับเคมีไฟฟ้า (electrochemistry) เป็นการศึกษาปฏิกิริยาเคมีที่เกี่ยวข้องกับการวัดการเปลี่ยนแปลงสมบัติทางไฟฟ้า เช่น ศักย์ไฟฟ้า กระแสไฟฟ้า หรือประจุไฟฟ้า โดยอาศัยการถ่ายโอนอิเล็กตรอนระหว่างสารตั้งต้นในปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน (oxidation-reduction reaction) หรือเรียกว่า ปฏิกิริยารีดอกซ์ (redox reaction) โดยหลักสำคัญของปฏิกิริยารีดอกซ์ คือ ปฏิกิริยาที่มีการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันของสารตั้งต้นเมื่อเกิดปฏิกิริยาเคมี โดยปฏิกิริยารีดอกซ์ประกอบด้วยครึ่งปฏิกิริยา (half-reaction) สองประเภท คือ ปฏิกิริยาออกซิเดชัน (oxidation reaction) และปฏิกิริยารีดักชัน (reduction reaction)

การเกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ที่สมบูรณ์ต้องเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันและปฏิกิริยารีดักชันขึ้นพร้อมๆ กัน ดังภาพที่ 5.1 เมื่อนำแผ่นโลหะทองแดง (Cu) จุ่มลงในสารละลาย AgNO_3 พบว่าที่แผ่นโลหะ Cu มีของแข็งสีขาวปนเทาของ Ag มาเกาะอยู่ที่ผิว และว่าโลหะ Cu เกิดการสึกกร่อน ส่วนสีของสารละลายเปลี่ยนจากสารละลายใสไม่มีสีเป็นสารละลายสีฟ้า



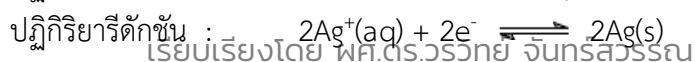
ภาพที่ 5.1 เซลล์เคมีไฟฟ้า

ในการศึกษาปฏิกิริยารีดอกซ์จำเป็นต้องทำความเข้าใจเกี่ยวกับศัพท์ที่เกี่ยวข้องกับเคมีไฟฟ้า ดังนี้

ตัวรีดิวซ์ (reducing agent) สารทำหน้าที่เป็นตัวให้อิเล็กตรอนแก่สารตัวออกซิไดส์ หรือเรียกอย่างได้ว่า ตัวถูกออกซิไดส์ (oxidized agent) โดยที่ตัวรีดิวซ์จะเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน (มีเลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้น)

ตัวออกซิไดส์ (oxidizing agent) สารทำหน้าที่เป็นตัวรับอิเล็กตรอนจากสารตัวรีดิวซ์ หรือเรียกอย่างได้ว่า ตัวถูกรีดิวซ์ (reduced agent) โดยที่ตัวออกซิไดส์จะเกิดปฏิกิริยารีดักชัน (มีเลขออกซิเดชันลดลง)

จากภาพที่ 5.1 เราอธิบายการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นได้ว่าโลหะทองแดงสึกกร่อนเป็นเพราะโลหะทองแดง (Cu) ทำหน้าที่ให้อิเล็กตรอน แล้วเปลี่ยนเป็น Cu^{2+} ซึ่งมีสีฟ้า และเมื่อ Ag^+ ในสารละลายรับอิเล็กตรอนเข้ามาจะกลายเป็น Ag^0 (โลหะเงิน) มาเกาะอยู่ที่แผ่นโลหะทองแดง โดยปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเขียนสมการได้ดังนี้

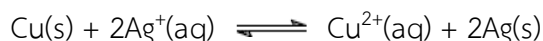


เรียบเรียงโดย พศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ์

ลิขสิทธิ์ ©2022 โดยมหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

woravith.c@rmutp.ac.th

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นแต่ละสมการ เรียกว่า ครึ่งปฏิกิริยา ซึ่งการถ่ายโอนอิเล็กตรอนจะเกิดขึ้นได้สมบูรณ์ต่อเมื่อต้องนำครึ่งปฏิกิริยาทั้งสองมารวมกัน เรียกว่า ปฏิกิริยารีดอกซ์ ดังสมการ



จากปฏิกิริยารีดอกซ์ข้างต้น สรุปได้ว่า

Cu เป็นตัวรีดิวซ์ หรือตัวถูกออกซิไดส์

Ag⁺ เป็นตัวออกซิไดส์ หรือ ตัวถูกรีดิวซ์

5.1.1 เลขออกซิเดชัน

เลขออกซิเดชัน (oxidation number) หรือสถานะออกซิเดชัน (oxidation state) คือค่าประจุไฟฟ้า (อาจเป็นประจุไฟฟ้าจริงหรือประจุไฟฟ้าเสมือน) ของแต่ละอะตอมในสูตรเคมี โดยพิจารณาจากจำนวนอิเล็กตรอนที่มีการถ่ายเทอย่างสมบูรณ์ (เกิดในพันธะไอออน) หรืออิเล็กตรอนใช้ร่วมกันระหว่างอะตอมของธาตุ (เกิดในพันธะโคเวเลนต์) การกำหนดเลขออกซิเดชันของธาตุ สรุปได้เป็นหลักได้ดังตารางที่ 5.1

ตารางที่ 5.1 แนวทางการกำหนดเลขออกซิเดชัน

สถานะ	เลขออกซิเดชัน	ตัวอย่าง
1. อะตอมของธาตุในสภาวะอิสระ (ไม่ว่าธาตุนั้นจะอยู่ในรูปที่เป็นอะตอมเดี่ยวหรือหลายอะตอม)	0	C, S, Au, O ₂ , F ₂ , H ₂ , P ₅ เป็นต้น
2. ไอออนอะตอมเดี่ยว	เท่ากับประจุของไอออน	Fe ³⁺ มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ +3 Fe ²⁺ มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ +2 S ²⁻ มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ -2 Br ⁻ มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ -1 H ⁺ มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ +1
3. ธาตุหมู่ 1A (โลหะแอลคาไล)	+1	
4. ธาตุหมู่ 2A (โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท)	+2	
5. ธาตุหมู่ 7A (แฮโลเจน) ในสารประกอบต่าง ๆ	ส่วนใหญ่เป็น -1	ธาตุ F ในสารประกอบมีเลขออกซิเดชันเท่ากับ -1 ค่าเดียวเท่านั้น
6. อะตอมออกซิเจน (O) ในสารประกอบ	ส่วนใหญ่เป็น -2	
ยกเว้น 6.1 สารประกอบเปอร์ออกไซด์	เท่ากับ -1	H ₂ O ₂ และ Na ₂ O ₂
ยกเว้น 6.2 สารประกอบซูเปอร์ออกไซด์	เท่ากับ -1/2	KO ₂
ยกเว้น 6.3 สารบางชนิด	เท่ากับ +2	OF ₂
7. อะตอมไฮโดรเจน (H) ในสารประกอบ	ส่วนใหญ่เป็น +1	H ₂ O, HF
ยกเว้น 7.1 สารประกอบไฮไดรด์	เท่ากับ -1	LiAlH ₄ และ NaBH ₄
8. ผลรวมของเลขออกซิเดชันของอะตอมทั้งหมดในสูตรเคมีใด ๆ เท่ากับประจุสุทธิ		
8.1 โมเลกุลที่เป็นกลาง (ไม่มีประจุ)	เท่ากับ 0	H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , CH ₄
8.2 โมเลกุลที่มีประจุ (ไอออน)	เท่ากับประจุของไอออน	MnO ₄ ⁻ เท่ากับ -1 CO ₃ ²⁻ เท่ากับ -2 NH ₄ ⁺ เท่ากับ +1

จากหลักในการกำหนดเลขออกซิเดชันดังกล่าวข้างต้น เราอาจพอสรุปวิธีการหาเลขออกซิเดชันอย่างง่าย ดังนี้

1) พิจารณาธาตุที่ทราบเลขออกซิเดชันแน่นอน หรือธาตุที่ส่วนใหญ่พอจะกำหนดเลขออกซิเดชันได้

2) หาเลขออกซิเดชันของธาตุที่มีเลขออกซิเดชันได้หลายค่าหรือที่เราไม่ทราบเลขออกซิเดชัน โดยอาศัยหลักผลรวมของเลขออกซิเดชันต้องเท่ากับ 0 ในกรณีที่โมเลกุลเป็นกลาง หรือผลรวมของเลขออกซิเดชันต้องเท่ากับประจุไอออนที่แสดง ในกรณีที่เป็นไอออน

ตัวอย่าง 5.1 จงหาเลขออกซิเดชันของอะตอมในโมเลกุลต่อไปนี้

1) KMnO_4

วิธีคิด K หมู่ 2A มีเลขออกซิเดชัน = +1

O ส่วนใหญ่มีเลขออกซิเดชัน = -2

Mn มีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า

ผลรวมของเลขออกซิเดชันต้องเท่ากับ 0 ดังนั้น

$$(+1) \times 1 + (\text{Mn}) \times 1 + (-2) \times 4 = 0$$

$$(\text{Mn}) \times 1 = -1 + 8$$

$$\text{Mn} = +7$$

2) $\text{KH}(\text{IO}_3)_2$

วิธีคิด K หมู่ 2A มีเลขออกซิเดชัน = +1

H ส่วนใหญ่ มีเลขออกซิเดชัน = +1

O ส่วนใหญ่มีเลขออกซิเดชัน = -2

I มีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า

ผลรวมของเลขออกซิเดชันต้องเท่ากับ 0 ดังนั้น

$$(+1) \times 1 + (+1) \times 1 + (\text{I}) \times 2 + (-2) \times 6 = 0$$

$$(\text{I}) \times 2 = -1 + -1 + 12 = +10$$

$$\text{I} = +5$$

3) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

วิธีคิด K หมู่ 2A มีเลขออกซิเดชัน = +1

O หมู่ 6A ส่วนใหญ่มีเลขออกซิเดชัน = -2

Cr มีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า

ผลรวมของเลขออกซิเดชันต้องเท่ากับ 0 ดังนั้น

$$(+1) \times 2 + (\text{Cr}) \times 2 + (-2) \times 7 = 0$$

$$(\text{Cr}) \times 2 = -2 + 14 = +12$$

$$\text{Cr} = +6$$

ตัวอย่าง 5.2 จงหาเลขออกซิเดชันของอะตอมในโมเลกุลที่มีประจุต่อไปนี้

1) SO_3^{2-}

วิธีคิด O หมู่ 6A ส่วนใหญ่มีเลขออกซิเดชัน = -2

S มีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า

ผลรวมของเลขออกซิเดชันต้องเท่ากับ -2 ดังนั้น

$$(S) \times 1 + (-2) \times 3 = -2$$

$$(S) \times 1 = -2 + 6$$

$$S = +4$$

2) NH_4^+

วิธีคิด H ส่วนใหญ่มีเลขออกซิเดชัน = +1

N มีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า

ผลรวมของเลขออกซิเดชันต้องเท่ากับ +1 ดังนั้น

$$(N) \times 1 + (+1) \times 4 = +1$$

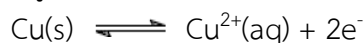
$$(N) \times 1 = +1 - 4$$

$$N = -3$$

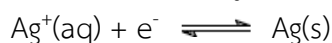
5.1.2 ปฏิกิริยารีดอกซ์

ปฏิกิริยารีดอกซ์ คือ ปฏิกิริยาที่มีการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันของสารตั้งต้นเมื่อเกิดปฏิกิริยาเคมี โดยปฏิกิริยารีดอกซ์ประกอบด้วยครึ่งปฏิกิริยา (half-reaction) สองประเภท คือ

1) ปฏิกิริยาออกซิเดชัน (oxidation reaction) คือ ปฏิกิริยาที่มีการให้อิเล็กตรอนโดยสารที่ทำหน้าที่เป็นตัวให้อิเล็กตรอน เรียกว่า ตัวรีดิวซ์ ซึ่งเมื่อเกิดปฏิกิริยาจะมีเลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้น เนื่องจากมีการสูญเสียอิเล็กตรอนไป เช่น การเปลี่ยนจาก Cu เป็น Cu^{2+} มีเลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้นจาก 0 เป็น +2 ตามลำดับ และเรียก Cu ซึ่งเป็นสารที่สูญเสียอิเล็กตรอนแล้วมีเลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้นว่า ตัวรีดิวซ์ หรือ ตัวถูกออกซิไดส์



2) ปฏิกิริยารีดักชัน (reduction reaction) คือ ปฏิกิริยาที่มีการรับอิเล็กตรอนโดยสารที่ทำหน้าที่เป็นตัวรับอิเล็กตรอน เรียกว่า ตัวออกซิไดส์ ซึ่งเมื่อเกิดปฏิกิริยาจะมีเลขออกซิเดชันลดลง เนื่องจากมีการรับอิเล็กตรอนเข้ามา เช่น การเปลี่ยนจาก Ag^+ เป็น Ag^0 มีการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันลดลงจาก +1 เป็น 0 ตามลำดับ และเรียก Ag^+ ซึ่งเป็นสารที่ทำหน้าที่รับอิเล็กตรอนแล้วมีเลขออกซิเดชันลดลงว่า ตัวออกซิไดส์ หรือ ตัวถูกรีดิวซ์



หลักการสำคัญของปฏิกิริยารีดอกซ์ คือ การถ่ายโอนอิเล็กตรอนระหว่างสารที่เป็นตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดส์ โดยจำนวนอิเล็กตรอนที่ตัวออกซิไดส์ได้รับต้องเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอนที่ตัวรีดิวซ์ให้ไปเสมอ โดยการดุลสมการรีดอกซ์อาจทำได้ 2 วิธี ดังนี้

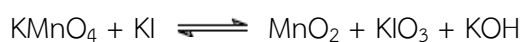
1) การดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีเลขออกซิเดชัน

วิธีนี้เป็นการดุลสมการรีดอกซ์โดยอาศัยค่าที่เปลี่ยนแปลงไปของเลขออกซิเดชันของตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดส์ โดยสรุปเป็นขั้นตอนดังตารางที่ 5.2

ตารางที่ 5.2 ขั้นตอนการดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีเลขออกซิเดชัน

ขั้น	วิธี	คำอธิบาย
ขั้นที่ 1	เขียนสมการที่ยังไม่ดุล	ถ้าเป็นไปได้ควรเขียนสมการที่ยังไม่ดุลของปฏิกิริยาในรูปไอออน (ionic form)
ขั้นที่ 2	แยกสมการออกเป็นสองครึ่งปฏิกิริยา คือ ปฏิกิริยาออกซิเดชัน และปฏิกิริยารีดักชัน	<ul style="list-style-type: none"> - กำหนดเลขออกซิเดชันของแต่ละอะตอม - เขียนครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและรีดักชัน - เติม e^- แต่ละครึ่งปฏิกิริยาตามจำนวนเลขออกซิเดชันที่เปลี่ยน (โดยต้องพิจารณาจำนวนอะตอมของธาตุที่มีค่าออกซิเดชันเปลี่ยนแปลงด้วย)
ขั้นที่ 3	ดุลจำนวนอะตอมของธาตุในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา 1) กรณีสารละลายเป็นกรด 2) กรณีสารละลายเป็นเบส	<p>ดุลจำนวนอะตอมของธาตุที่ไม่ใช่ H และ O ในแต่ละครึ่งปฏิกิริยาให้เท่ากันก่อน</p> <p>1.1) ดุลประจุด้วยการเติม H^+ ด้านเดียวกับ e^- (ประจุทั้งสองด้านต้องเท่ากัน)</p> <p>1.2) ดุลจำนวนอะตอม O ด้วยการเติม H_2O เท่ากับจำนวนอะตอมของ O ที่ขาด</p> <p>2.1) ดุลประจุด้วยการเติม OH^- (ประจุทั้งสองด้านต้องเท่ากัน)</p> <p>2.2) ดุลจำนวนอะตอม O ด้วยการเติม H_2O เท่ากับจำนวนอะตอมของ O ที่ขาด</p>
ขั้นที่ 4	ทำจำนวน e^- ของครึ่งปฏิกิริยาทั้งสองให้เท่ากัน	คูณด้วยจำนวน e^- ของครึ่งปฏิกิริยาด้านตรงข้าม
ขั้นที่ 5	รวมครึ่งปฏิกิริยาทั้งสอง	สมการรวมต้องไม่มี e^- เหลือ และลบโมเลกุลที่เหมือนกันออก
ขั้นที่ 6	ทำเลขสัมประสิทธิ์เป็นตัวเลขอย่างต่ำ	ตรวจสอบว่าจำนวนอะตอมและประจุทั้งสองข้างของสมการเท่ากัน

ตัวอย่าง 5.3 จงดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีเลขออกซิเดชัน (ในสารละลายกรด)



วิธีคิด

ขั้นที่ 1 เขียนสมการที่ยังไม่ดุล

ขั้นที่ 2 แยกสมการออกเป็น 2 ครึ่งปฏิกิริยา และเติม e^- แต่ละครึ่งปฏิกิริยาตามจำนวนเลขออกซิเดชันที่แปลง

ขั้นที่ 3 ดุลจำนวนอะตอมของธาตุในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา (สารละลายกรด)

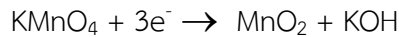
1) ดุลจำนวนอะตอมของธาตุที่ไม่ใช่ H และ O



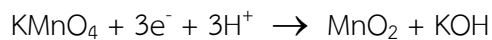
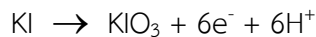
เรียบเรียงโดย ผศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ

ลิขสิทธิ์ ©2022 โดยมหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

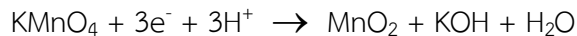
woravith.c@rmutp.ac.th



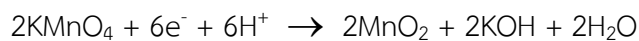
2) ดุลประจุโดยเติม H^+



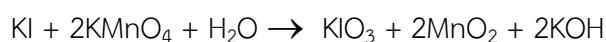
3) ดุลจำนวนอะตอมของ O โดยการเติม H_2O จำนวนเท่ากับ O ที่ขาด



ขั้นที่ 4 ทำจำนวน e^- ของครึ่งปฏิกิริยาทั้งสองให้เท่ากัน



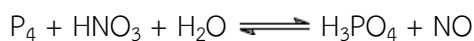
ขั้นที่ 5 รวมครึ่งปฏิกิริยาทั้งสอง



ขั้นที่ 6 ตรวจสอบว่าจำนวนอะตอมและประจุทั้งสองข้างของสมการเท่ากัน

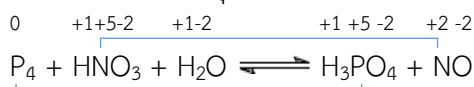


ตัวอย่าง 5.4 จงดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีเลขออกซิเดชันในสารละลายเบส

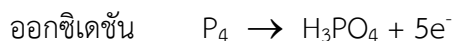


วิธีคิด

ขั้นที่ 1 เขียนสมการที่ยังไม่ดุล

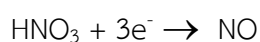
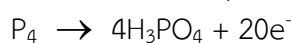


ขั้นที่ 2 แยกสมการออกเป็น 2 ครึ่งปฏิกิริยา และเติม e^- แต่ละครึ่งปฏิกิริยาตามจำนวนเลขออกซิเดชันที่แปลง

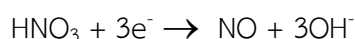
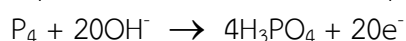


ขั้นที่ 3 ดุลจำนวนอะตอมของธาตุในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา (สารละลายเบส)

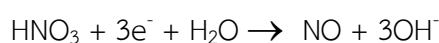
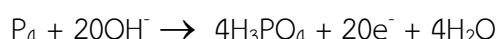
1) ดุลจำนวนอะตอมของธาตุที่ไม่ใช่ H และ O



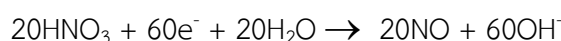
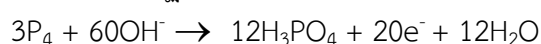
2) ดุลประจุโดยเติม OH^- ด้านตรงข้ามประจุลบ (ประจุทั้งสองด้านต้องเท่ากัน)



3) ดุลจำนวนอะตอมของ O โดยการเติม H_2O จำนวนเท่ากับ O ที่ขาด



ขั้นที่ 4 ทำจำนวน e^- ของครึ่งปฏิกิริยาทั้งสองให้เท่ากัน

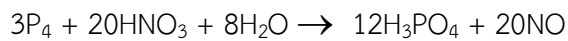


เรียบเรียงโดย ผศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ

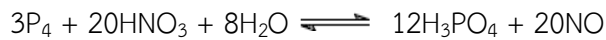
ลิขสิทธิ์ ©2022 โดยมหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

woravith.c@rmutp.ac.th

ขั้นที่ 5 รวมครึ่งปฏิกิริยาทั้งสอง



ขั้นที่ 6 ตรวจสอบว่าจำนวนอะตอมและประจุทั้งสองข้างของสมการเท่ากัน



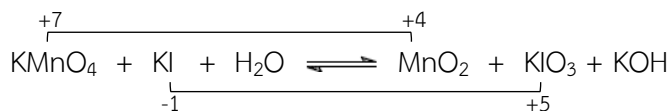
วิธีการดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีเลขออกซิเดชันสามารถทำได้โดยนำค่าที่เปลี่ยนแปลงไปของเลขออกซิเดชันของตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดส์มาคูณไขว้กันเพื่อให้จำนวนเลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนแปลงของแต่ละครึ่งปฏิกิริยาเท่ากัน แล้วจึงดุลจำนวนอะตอมทั้งหมดในสมการให้เท่ากัน ดังตัวอย่างต่อไปนี้

ตัวอย่าง 5.5 จดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีเลขออกซิเดชัน



วิธีคิด

ขั้นที่ 1 พิจารณาเลขออกซิเดชัน



KMnO_4 เป็นตัวออกซิไดส์ เพราะเลขออกซิเดชันของ Mn ลดลง 3 หน่วย (ลดลงจาก +7 เป็น +4)

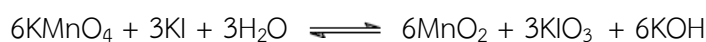
KI เป็นตัวรีดิวซ์ เพราะเลขออกซิเดชันของ I เพิ่มขึ้น 6 หน่วย (เพิ่มขึ้นจาก -1 เป็น +5)

ขั้นที่ 2 ปรับค่าสัมประสิทธิ์ของตัวออกซิไดส์และตัวรีดิวซ์ให้เท่ากัน โดยคูณไขว้

- นำเลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนแปลงไปของตัวออกซิไดส์ไปไว้ข้างหน้าตัวรีดิวซ์
 - นำเลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนแปลงไปของตัวรีดิวซ์ไปไว้ข้างหน้าตัวออกซิไดส์
- ดังนั้น เติม 6 ข้างหน้า KMnO_4 และเติม 3 ข้างหน้า KI



ขั้นที่ 3 ดุลจำนวนอะตอมทั้งหมดในสมการให้เท่ากัน โดยเติมเลขสัมประสิทธิ์เพื่อดุลอะตอมทั้งสองข้างได้ดังนี้



ทำให้เป็นเลขลงตัวอย่างต่ำ



2) การดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีครึ่งปฏิกิริยา

การดุลสมการรีดอกซ์โดยใช้วิธีครึ่งปฏิกิริยา (half reaction method) หรือวิธีการไอออน-อิเล็กตรอน (ion-electron method) เป็นวิธีที่ดุลสมการโดยจะดุลครึ่งปฏิกิริยาที่เป็นปฏิกิริยาออกซิเดชันและปฏิกิริยารีดักชันก่อน ทำจำนวนอิเล็กตรอนที่ให้และรับให้เท่ากัน แล้วจึงรวมสมการครึ่งปฏิกิริยาเข้าด้วยกัน พอสรุปเป็นขั้นตอนดังตารางที่ 5.3

ตารางที่ 5.3 ขั้นตอนการดุลสมการรีดอกซ์โดยใช้วิธีครึ่งปฏิกิริยา

ขั้น	วิธี	คำอธิบาย
ขั้นที่ 1	เขียนสมการที่ยังไม่ดุล	ถ้าเป็นไปได้ควรเขียนสมการที่ยังไม่ดุลของปฏิกิริยาในรูปไอออน (ionic form)
ขั้นที่ 2	แยกสมการออกเป็นสองครึ่งปฏิกิริยา คือ ปฏิกิริยาออกซิเดชัน และปฏิกิริยารีดักชัน	กำหนดเลขออกซิเดชันของแต่ละอะตอม เขียนครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและรีดักชัน
ขั้นที่ 3	ดุลจำนวนอะตอมของธาตุในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา 1) กรณีสารละลายเป็นกรด 2) กรณีสารละลายเป็นเบส	ดุลจำนวนอะตอมของธาตุที่ไม่ใช่ H และ O ในแต่ละครึ่งปฏิกิริยาให้เท่ากันก่อน 1.1) ดุลจำนวนอะตอม O ด้วยการเติม H ₂ O - ข้างที่ขาด O ให้เติม H ₂ O เท่ากับจำนวนอะตอมของ O ที่ขาด 1.2) ดุลจำนวนอะตอม H ด้วยการเติม H ⁺ - ข้างใดขาด H ให้เติม H ⁺ เท่ากับจำนวนอะตอมของ H ที่ขาด 1.3) เติม OH ⁻ ทั้งสองด้าน โดยจำนวน OH ⁻ ที่เติมเท่ากับจำนวน H ⁺ - รวม H ⁺ กับ OH ⁻ ในด้านเดียวกันเข้าด้วยกันเป็น H ₂ O
ขั้นที่ 4	ดุลประจุโดยเติม e ⁻ ในครึ่งปฏิกิริยา	เติมจำนวน e ⁻ ให้จำนวนประจุทั้งสองด้านเท่ากัน
ขั้นที่ 5	ทำจำนวน e ⁻ ของครึ่งปฏิกิริยาทั้งสองให้เท่ากัน	คูณด้วยจำนวน e ⁻ ของครึ่งปฏิกิริยาข้างตรงข้าม
ขั้นที่ 6	รวมครึ่งปฏิกิริยาทั้งสอง	สมการรวมต้องไม่มี e ⁻ เหลือ และลบโมเลกุลที่เหมือนกันออก
ขั้นที่ 7	ทำเลขสัมประสิทธิ์เป็นตัวเลขอย่างต่ำ	ตรวจสอบว่าจำนวนอะตอมและประจุทั้งสองข้างของสมการเท่ากัน

ตัวอย่าง 5.6 ดุลสมการปฏิกิริยารีดอกซ์ต่อไปนี้ในสารละลายกรด

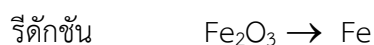


วิธีคิด

ขั้นที่ 1 เขียนสมการที่ยังไม่ดุล

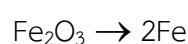
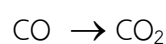


ขั้นที่ 2 แยกสมการออกเป็น 2 ครึ่งปฏิกิริยา

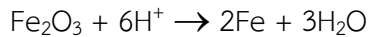
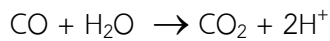


ขั้นที่ 3 ดุลจำนวนอะตอมของธาตุในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา (สารละลายกรด)

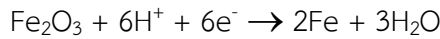
1) ดุลจำนวนอะตอมของธาตุที่ไม่ใช่ H และ O



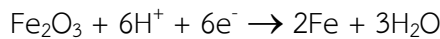
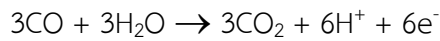
2) ดุลจำนวนอะตอมของ H, O โดยเติม H₂O เพื่อดุล O และเติม H⁺ เพื่อดุล H



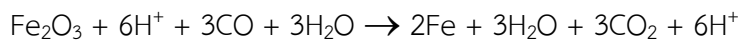
ขั้นที่ 4 ดุลประจุโดยเติม e⁻ ในครึ่งปฏิกิริยา



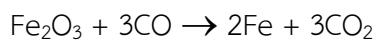
ขั้นที่ 5 ทำจำนวน e⁻ ของครึ่งปฏิกิริยาทั้งสองให้เท่ากัน



ขั้นที่ 6 รวมครึ่งปฏิกิริยาทั้งสอง



ขั้นที่ 7 ตรวจสอบว่าจำนวนอะตอมและประจุทั้งสองข้างของสมการเท่ากัน

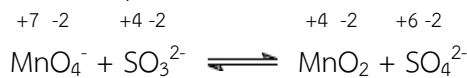


ตัวอย่าง 5.7 ดุลสมการปฏิกิริยารีดอกซ์ต่อไปนี้ในสารละลายเบส



วิธีคิด

ขั้นที่ 1 เขียนสมการที่ยังไม่ดุล

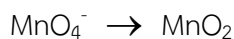
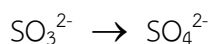


ขั้นที่ 2 แยกสมการออกเป็น 2 ครึ่งปฏิกิริยา

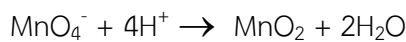
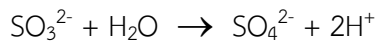


ขั้นที่ 3 ดุลจำนวนอะตอมของธาตุในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา (สารละลายเบส)

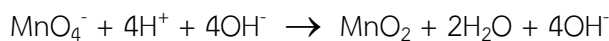
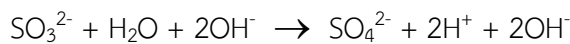
1) ดุลจำนวนอะตอมของธาตุที่ไม่ใช่ H และ O



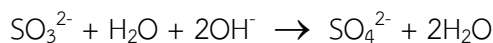
2) ดุลจำนวนอะตอมของ O โดยเติม H₂O และดุล H และเติม H⁺



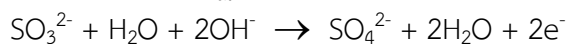
3) เติม OH⁻ จำนวนเท่ากับ H⁺ โดยเติม OH⁻ ทั้งสองด้าน

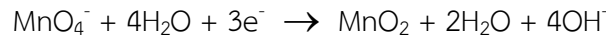


รวม H⁺ กับ OH⁻ ในด้านเดียวกันเข้าด้วยกันเป็น H₂O

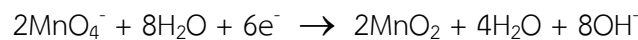
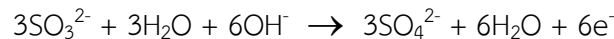


ขั้นที่ 4 ดุลประจุโดยเติม e⁻ ในครึ่งปฏิกิริยา

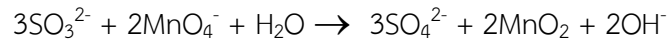




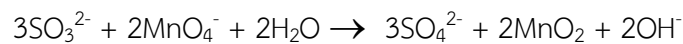
ขั้นที่ 5 ทำจำนวน e^- ของครึ่งปฏิกิริยาทั้งสองให้เท่ากัน



ขั้นที่ 6 รวมครึ่งปฏิกิริยาทั้งสอง



ขั้นที่ 7 ตรวจสอบว่าจำนวนอะตอมและประจุทั้งสองข้างของสมการเท่ากัน



5.1.3 องค์ประกอบของเซลล์เคมีไฟฟ้า

เซลล์เคมีไฟฟ้า (electrochemical cell) เป็นอุปกรณ์ที่ต่อครบวงจรเพื่อแสดงให้เห็นว่าภายในเซลล์มีการให้และรับอิเล็กตรอน เซลล์เคมีไฟฟ้าแบ่งออกเป็น 2 ประเภท (ตารางที่ 5.4)

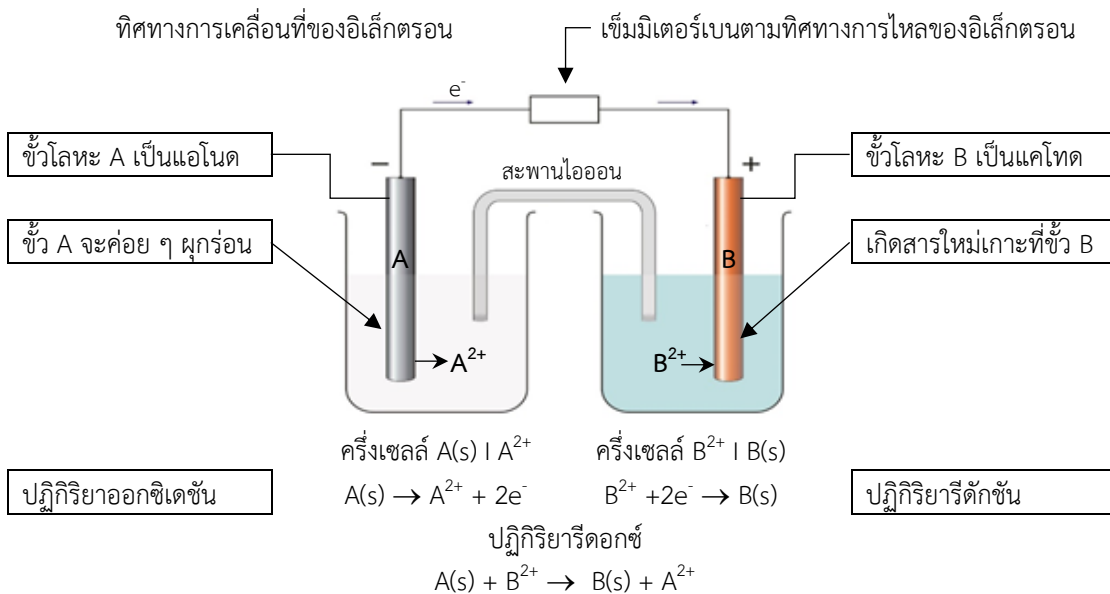
1) เซลล์เคมี (chemical cell) เป็นเซลล์เคมีไฟฟ้าที่เปลี่ยนพลังงานเคมีให้เป็นพลังงานไฟฟ้า ซึ่งกระแสไฟฟ้าเกิดจากการทำปฏิกิริยาเคมีของสารภายในเซลล์ สามารถแบ่งเป็นสองชนิดคือ เซลล์กัลวานิก และเซลล์ความเข้มข้น

2) เซลล์อิเล็กโทรไลต์ (electrolytic cell) เป็นเซลล์ไฟฟ้าที่เปลี่ยนพลังงานไฟฟ้าเป็นพลังงานเคมี ซึ่งต้องผ่านกระแสไฟฟ้าภายนอกเข้าไปในเซลล์เพื่อทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมี เช่น เซลล์สำหรับแยกสลายน้ำด้วยไฟฟ้า หรือการชุบโลหะด้วยไฟฟ้า เป็นต้น

ตารางที่ 5.4 เปรียบเทียบเซลล์กัลวานิกและเซลล์อิเล็กโทรไลต์

เซลล์กัลวานิก	เซลล์อิเล็กโทรไลต์
1) จากปฏิกิริยาเคมีเป็นพลังงานไฟฟ้า	1) จากพลังงานไฟฟ้าเป็นปฏิกิริยาเคมี
2) เป็นปฏิกิริยาที่สามารถเกิดขึ้นได้เอง	2) เป็นปฏิกิริยาที่ไม่สามารถเกิดขึ้นได้เอง ต้องใช้พลังงานไฟฟ้าทำให้เกิดปฏิกิริยา
3) ค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์เป็นบวกเสมอ	3) ค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์เป็นลบ
4) ขั้วแอโนดเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันเป็นขั้วลบ และขั้วแคโทดเกิดปฏิกิริยารีดักชันเป็นขั้วบวก	4) ขั้วแอโนดเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันเป็นขั้วบวก และขั้วแคโทดเกิดปฏิกิริยารีดักชันเป็นขั้วลบ

โดยทั่วไปแล้วส่วนประกอบหลักของเซลล์เคมีไฟฟ้าประกอบด้วยขั้วไฟฟ้า (electrode) สองขั้วคือ ขั้วแอโนด (anode) และแคโทด (cathode) ที่จุ่มอยู่ในสารละลายอิเล็กโทรไลต์ชนิดเดียวกันหรือต่างชนิดกันก็ได้ (ภาพที่ 5.2)



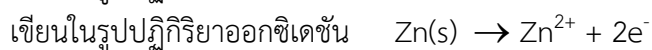
ภาพที่ 5.2 กรอบแนวคิดเซลล์เคมีไฟฟ้าประเภทเซลล์กัลวานิก

1) ขั้วไฟฟ้า

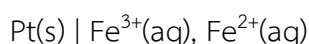
ขั้วไฟฟ้า (electrodes) เป็นขั้วไฟฟ้าที่จุ่มในสารละลายอิเล็กโทรไลต์ซึ่งจะเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันหรือรีดักชันในเซลล์เคมีไฟฟ้า ขั้วไฟฟ้าที่ใช้ในเซลล์กัลวานิกแบ่งออกเป็น 2 ประเภทตามความว่องไวต่อปฏิกิริยา ดังนี้

1) ขั้วที่ว่องไวต่อปฏิกิริยา (active electrode) คือ ขั้วไฟฟ้ามีส่วนในการเกิดปฏิกิริยาซึ่งอาจเป็นปฏิกิริยาออกซิเดชันหรือรีดักชัน เช่น ครึ่งเซลล์ Zn|Zn²⁺ ถ้าโลหะ Zn เป็นฝ่ายที่ให้อิเล็กตรอน (เกิดออกซิเดชัน) โลหะ Zn จะค่อย ๆ กร่อน แต่ถ้า Zn²⁺ เป็นฝ่ายรับอิเล็กตรอน (เกิดรีดักชัน) โลหะ Zn จะเกาะที่ขั้ว โดยขั้วไฟฟ้าประเภทนี้เป็นขั้วโลหะทั่ว ๆ ไป

เช่น ขั้วโลหะ Zn จุ่มในสารละลายที่ประกอบด้วยเกลือของสังกะสีที่ละลายได้ Zn(s)|Zn²⁺
ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นที่ขั้ว



2) ขั้วที่ไม่ว่องไวต่อปฏิกิริยา (inert electrode) คือ ขั้วไฟฟ้าที่ทำหน้าที่เพียงให้อิเล็กตรอนไหลผ่านเท่านั้น โดยไม่มีส่วนร่วมใด ๆ ในการเกิดปฏิกิริยาเคมีกับไอออนในสารละลาย เช่น ขั้วแพลทินัม (Pt) หรือขั้วแกรไฟต์ (C) ตัวอย่างเช่น ขั้ว Pt จุ่มในสารละลายที่ประกอบด้วย Fe³⁺ และ Fe²⁺



นอกจากนี้เราอาจแบ่งประเภทขั้วไฟฟ้าตามหน้าที่การใช้งานในเซลล์เคมีไฟฟ้าได้เป็น 3 ชนิด ดังนี้

1) ขั้วไฟฟ้าอ้างอิง (reference electrode : RE) เป็นขั้วไฟฟ้าที่ใช้เทียบศักย์ไฟฟ้าที่ ต้องให้กับขั้วไฟฟ้าทำงาน ซึ่งขั้วไฟฟ้าอ้างอิงนี้จะต้องมีค่าศักย์ไฟฟ้าคงที่ ไม่แปรผันกับการเปลี่ยนแปลง

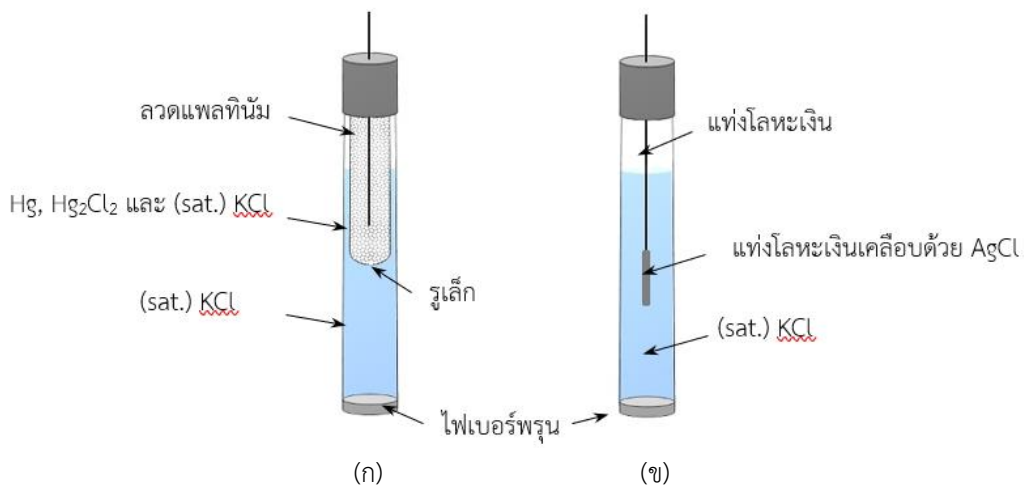
เรียบเรียงโดย ผศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ

ลิขสิทธิ์ ©2022 โดยมหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

woravith.c@rmutp.ac.th

ของกระแสไฟฟ้าในวงจรและต้องไม่เกิดปฏิกิริยาตอบสนองกับสารละลายอิเล็กโทรไลต์ที่ใช้ โดยปกติค่า ศักย์ไฟฟ้าของวงจรที่อ่านได้จากอุปกรณ์ตรวจวัดสัญญาณไฟฟ้านั้นเป็นค่าที่เกิดจากผลต่างของ ศักย์ไฟฟ้าจากขั้วไฟฟ้าทั้งสองวงจร ซึ่งค่าศักย์ไฟฟ้าของวงจรที่วัดได้นี้ เรียกว่า ศักย์ไฟฟ้าสัมพัทธ์ (relative potentials) ดังนั้นหากขั้วไฟฟ้าหนึ่งของวงจรเป็นขั้วไฟฟ้าอ้างอิงที่มีศักย์ไฟฟ้าคงที่จะทำให้ สามารถหาค่าศักย์ไฟฟ้าของขั้วไฟฟ้าอีกขั้วหนึ่ง (ขั้วไฟฟ้าทำงาน) ที่ต่อในวงจรได้ ขั้วไฟฟ้าอ้างอิงที่นิยม ใช้ได้แก่ขั้วไฟฟ้าอ้างอิงซิลเวอร์/ซิลเวอร์คลอไรด์ (Ag/AgCl electrode) และขั้วไฟฟ้าอ้างอิงคาโลเมล อิมิตัว (SCE) เป็นต้น

ขั้วไฟฟ้าอ้างอิงคาโลเมลิมิตัวประกอบด้วยหลอดแก้วสองชั้น ดังภาพที่ 5.3(ก) หลอดแก้วด้าน ในบรรจุสารผสมของโลหะปรอทกับเกลือปรอทคลอไรด์ (Hg_2Cl_2) ที่กั้นหลอดแก้วมีรูเล็กๆ ในหลอดแก้ว ชั้นนอกบรรจุสารละลายอิมิตัวของ KCl ที่กั้นหลอดมีรูอุดด้วยไฟเบอร์พูน (porous fiber) ซึ่งทำหน้าที่ เป็นสะพานเกลือ ส่วนขั้วไฟฟ้าซิลเวอร์-ซิลเวอร์คลอไรด์ เป็นขั้วไฟฟ้าที่มีแท่งโลหะเงินจุ่มในสารละลาย KCl ที่มี AgCl ละลายอยู่จนอิมิตัว



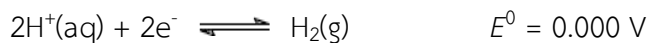
ภาพที่ 5.3 ส่วนประกอบขั้วไฟฟ้า (ก) ขั้วไฟฟ้าคาโลเมลอิมิตัว และ (ข) ขั้วไฟฟ้าซิลเวอร์-ซิลเวอร์คลอไรด์. ที่มาจาก เคมีวิเคราะห์: หลักการและเทคนิคการคำนวณเชิงปริมาณ (หน้า 220) โดย วรวิทย์ จันทรสุวรรณ, 2565, สำนักพิมพ์ จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

2) ขั้วไฟฟ้าช่วย (auxiliary electrode) เป็นขั้วไฟฟ้าที่มีคุณลักษณะเฉพาะ คือต้อง เป็นตัวนำไฟฟ้าที่ดีและเป็นขั้วที่รับพลังงานไฟฟ้าจากขั้วไฟฟ้าอ้างอิงส่งต่อผ่านสารละลายไปยังขั้วไฟฟ้า ทำงาน เพื่อให้เกิดปฏิกิริยาเคมีกับสารตัวอย่าง โดยขั้วไฟฟ้าช่วยนี้ไม่มีส่วนเกี่ยวข้องหรือทำให้เกิดการ เปลี่ยนแปลงใด ๆ เกิดขึ้น กล่าวคือไม่ส่งผลต่อค่าศักย์ไฟฟ้าที่วัดได้โดยทั่วไปวัสดุที่นิยมใช้เป็นขั้วไฟฟ้า ช่วยได้แก่ ลวดแพลทินัมหรือแผ่นแพลทินัม กลาสซีคาร์บอน และแกรไฟต์ เป็นต้น

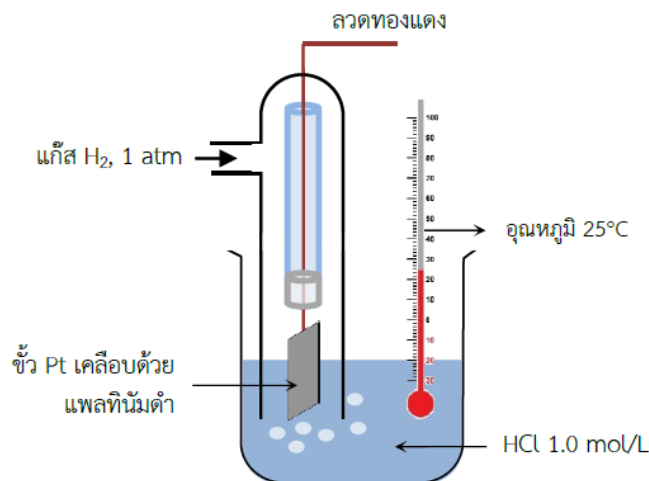
3) ขั้วไฟฟ้าทำงาน (working electrode) ขั้วไฟฟ้าทำงานเป็นขั้วไฟฟ้าที่สำคัญต่อการ วิเคราะห์เพราะเป็นขั้วไฟฟ้าที่เกิดการถ่ายเทอิเล็กตรอนบนพื้นผิวหน้าของขั้วไฟฟ้าชนิดนี้ กล่าวคือมี การให้หรือรับอิเล็กตรอนบริเวณผิวหน้าของขั้วไฟฟ้าทำงานทำให้เกิดการไหลผ่านของกระแสไฟฟ้า ขั้วไฟฟ้าทำงานประกอบไปด้วยส่วนที่นำไฟฟ้าและส่วนที่เป็นฉนวน ส่วนใหญ่แล้วขั้วไฟฟ้าทำงานนิยม ใช้เป็นโลหะเฉื่อย เช่น แพลทินัม แกรไฟต์ กลาสซีคาร์บอน หรือผงคาร์บอน เป็นต้น

2) ขั้วไฟฟ้ามาตรฐาน

ขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐาน (standard hydrogen electrode; SHE) หรือขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนปกติ (normal hydrogen electrode; NHE) จัดเป็นขั้วไฟฟ้าแก๊ส โดยปฏิกิริยาของขั้วไฟฟ้าเกี่ยวข้องกับอนุโมลของแก๊ส H_2 ปฏิกิริยาจะเกิดขึ้นที่ผิวของโลหะแพลทินัม (Pt) ซึ่งทำหน้าที่ให้อิเล็กตรอนไหลผ่านขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐานประกอบด้วยแผ่นโลหะแพลทินัมซึ่งอาจมีผงโลหะแพลทินัมดำ (platinum black) ที่ละเอียดมากเคลือบอยู่เป็นชั้นบางๆ โดยแพลทินัมดำทำหน้าที่เป็นตัวเร่งปฏิกิริยา ดังภาพที่ 5.4 โดยปฏิกิริยาของครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนมาตรฐานที่ความดัน 1 atm ในขณะที่ขั้วไฟฟ้าจุ่มในสารละลาย H^+ ที่มีความว่องไว (activity) เท่ากับ 1 (เทียบได้กับความเข้มข้นประมาณ 1 mol/L) ศักย์ไฟฟ้าของขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐานมีค่าเท่ากับ 0.000 V ปฏิกิริยาของครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนมาตรฐานเป็นดังนี้

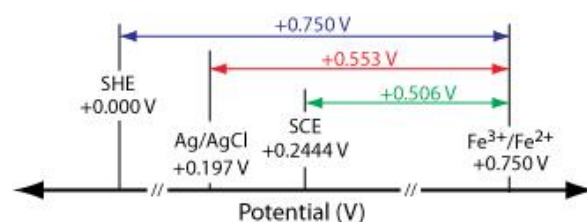


แผนภาพครึ่งเซลล์ไฟฟ้า Pt(s) | $H_2(g, 1 \text{ atm}), H^+(aq, 1 \text{ M})$



ภาพที่ 5.4 ขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐาน. ที่มาจาก เคมีวิเคราะห์: หลักการและเทคนิคการคำนวณเชิงปริมาณ (หน้า 219) โดย วรวิทย์ จันทรสุวรรณ, 2565, สำนักพิมพ์จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

การเตรียมขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐานในทางปฏิบัติมีความยุ่งยากมาก จึงไม่ค่อยมีการใช้ขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐานวัดศักย์ไฟฟ้าโดยตรง แต่นิยมใช้ขั้วไฟฟ้าคาลอเมล (calomel electrode) หรือขั้วไฟฟ้าคาลอเมลอิ่มตัว (saturated calomel electrode; SCE) ซึ่งเมื่อวัดเทียบกับขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐานที่ 25°C ขั้วไฟฟ้าคาลอเมลอิ่มตัวมีค่าศักย์ไฟฟ้าเท่ากับ 0.2444 V และ ขั้วไฟฟ้าซิลเวอร์-ซิลเวอร์คลอไรด์ (Ag/AgCl) ซึ่งมีค่าศักย์ไฟฟ้าเท่ากับ 0.197 V (ภาพที่ 5.5)



ภาพที่ 5.5 เปรียบเทียบค่าศักย์ไฟฟ้าของขั้ว SHE, Ag/AgCl และ SCE
เรียบเรียงโดย ผศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ
ลิขสิทธิ์ ©2022 โดยมหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร
woravith.c@rmutp.ac.th

สรุปท้ายบทเรียน

เคมีไฟฟ้าเป็นการศึกษาที่เกี่ยวกับปฏิกิริยาเคมีที่เกี่ยวข้องกับไฟฟ้า โดยอาศัยหลักการถ่ายโอนอิเล็กตรอนในปฏิกิริยารีดอกซ์ระหว่างตัวรีดิวซ์ ซึ่งทำหน้าที่เป็นตัวให้อิเล็กตรอนแก่ตัวออกซิไดส์ ซึ่งทำหน้าที่เป็นตัวรับอิเล็กตรอน เลขออกซิเดชันของสารที่เปลี่ยนแปลงในปฏิกิริยารีดอกซ์ซึ่งเป็นตัวกำหนดชนิดครึ่งปฏิกิริยานั้นว่าเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันหรือรีดักชัน โดยสารที่ทำหน้าที่ให้อิเล็กตรอน (ตัวรีดิวซ์) เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน (เลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้น) ส่วนสารที่ทำหน้าที่รับอิเล็กตรอน (ตัวออกซิไดส์) เกิดปฏิกิริยารีดักชัน (มีเลขออกซิเดชันลดลง) จำนวนอิเล็กตรอนที่ตัวออกซิไดส์ได้รับจะต้องเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอนที่ตัวรีดิวซ์ให้ไปเสมอ การดุลสมการรีดอกซ์ทำได้สองวิธี คือการดุลด้วยวิธีเลขออกซิเดชันและการดุลโดยครึ่งปฏิกิริยา เซลล์เคมีไฟฟ้าประกอบด้วยขั้วไฟฟ้าสองชนิดคือ ขั้วแอโนดและแคโทดที่จุ่มอยู่ในสารละลายอิเล็กโทรไลต์ เซลล์เคมีไฟฟ้าที่เปลี่ยนพลังงานเคมีให้เป็นพลังงานไฟฟ้าเรียกว่า เซลล์เคมี ส่วนเซลล์เคมีไฟฟ้าที่เปลี่ยนพลังงานไฟฟ้าเป็นพลังงานเคมี เรียกว่า เซลล์อิเล็กโทรไลต์ เซลล์กัลวานิกเป็นเซลล์เคมีไฟฟ้าประเภทหนึ่งที่มีขั้วไฟฟ้าสองขั้วจุ่มอยู่ในสารละลายอิเล็กโทรไลต์ต่อครึ่งเซลล์ด้วยสะพานเกลือเพื่อรักษาสมดุลของไอออน โดยขั้วแอโนดเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันและขั้วแคโทดเกิดปฏิกิริยารีดักชัน

กิจกรรม

ขั้นตอน	วิธีการ
แนะนำโจทย์ปัญหา (P)	แจกใบกิจกรรม 5.1
ไตร่ตรองทางแก้ไขเฉพาะตน (E)	แต่ละคนบอกวิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา (10 นาที)
ระดมสมองโดยกลุ่ม (T)	ให้รวมกลุ่ม มอบหมายโจทย์ให้แต่ละกลุ่มระดมสมองแก้ไขโดยวิธีการร่วมแสดงความคิดเห็น (10 นาที)
สื่อสารทางออก (C)	ให้แต่ละกลุ่มนำเสนอ วิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา 1) หลักการสำคัญหรือหลักพื้นฐานที่ถูกต้อง 2) วิธีการคำนวณค่าที่ถูกต้อง 3) วิธีอธิบายเชิงพฤติกรรม (วิธีปฏิบัติ) ที่ถูกต้อง โดยให้กลุ่มอื่น ๆ รับฟัง และซักถามในข้อที่สงสัย (10 นาที)
ถอดรหัสปรับใช้ (D)	ผู้สอนสรุป ความถูกต้องและความผิดพลาด โดยเพิ่มเติมประเด็นที่เกี่ยวข้องให้สมบูรณ์

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

- จงหาเลขออกซิเดชันของธาตุในสารประกอบต่อไปนี้
 - 1) $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$
 - 2) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
 - 3) SO_3^{2-}
 - 4) H_2PO_4^-
 - 5) HSO_3^-
- จงระบุเลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนแปลงของปฏิกิริยารีดอกซ์ต่อไปนี้ และระบุว่าสารใดเป็นตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดส์
 - 1) $2\text{Co}(\text{s}) + 3\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Co}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{Ni}(\text{s})$
 - 2) $2\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5\text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq}) + 16\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 10\text{CO}_2(\text{g}) + 8\text{H}_2\text{O}(\text{aq})$
 - 3) $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + 2\text{MnO}_4^-(\text{aq}) \rightarrow 2\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{ClO}_3^-(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$
 - 4) $2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{C}(\text{s}) \rightarrow 4\text{Al}(\text{s}) + 3\text{CO}_2(\text{g})$
 - 5) $24\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) + 16\text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow 3\text{S}_8(\text{s}) + 16\text{NO}(\text{g}) + 32\text{H}_2\text{O}(\text{aq})$
- จงดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีเลขออกซิเดชัน
 - 1) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Ni}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ (สารละลายกรด)
 - 2) $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g})$ (สารละลายเบส)
 - 3) $\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + \text{PbO}_2(\text{s}) \rightarrow \text{MnO}_4^-(\text{aq}) + \text{Pb}^{2+}(\text{aq})$ (สารละลายกรด)
 - 4) $\text{CrO}_2^-(\text{aq}) + \text{ClO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ (สารละลายเบส)
 - 5) $\text{Mn}(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + \text{NO}_2(\text{g})$ (สารละลายกรด)
- จงดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีครึ่งปฏิกิริยา
 - 1) $\text{I}_2(\text{s}) + \text{OCl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{IO}_3^-(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ (สารละลายกรด)
 - 2) $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{BrO}_3^-(\text{aq})$ (สารละลายเบส)
 - 3) $\text{KMnO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{MnSO}_4(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g})$
(สารละลายกรด)
 - 4) $\text{Cd}(\text{s}) + \text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}(\text{aq})$ (สารละลายกรด)
 - 5) $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{I}_2(\text{aq})$ (สารละลายเบส)
- วาดรูปและอธิบายองค์ประกอบหลักของเซลล์เคมีไฟฟ้า

เอกสารอ้างอิง

- วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ. (2565). *เคมีวิเคราะห์: หลักการและเทคนิคการคำนวณเชิงปริมาณ* (พิมพ์ครั้งที่ 2). สำนักพิมพ์จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
- Averil, B. A. (2012). *Principles of General Chemistry*. (Online ed.).
<https://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
- Brown, T.L., LeMay, H.E., Bursten, B.E., Murphy, C.J., Woodward, P.M. & Stoltzfus, M.W. (2017). *Chemistry: The Central Science* (14th ed.). Pearson Education, Inc.
- Chandler, D. (2017, April 24). *How to Find an Oxidation Number*. Sciencing.
<https://sciencing.com/oxidation-number-5985331.html>
- Christian, G.D., Dasgupta, P.K., & Schug, K.A. (2014). *Analytical Chemistry* (7th ed.). John Wiley & Sons.
- Dios, A.C. (n.d.). *Introduction to Electrochemistry*.
<https://bouman.chem.georgetown.edu/S02/lect25/lect25.htm>
- Harris, D.C., & Lucy, C.A. (2020). *Quantitative Chemical Analysis* (10th ed.). W.H. Freeman and Company.
- Harvey, D. (2019). *Analytical Chemistry 2.1*. <https://chem.libretexts.org/>
- Helmenstine, A.M. (2019, September 22). *How to Balance Redox Reactions*. ThoughtCo. <https://www.thoughtco.com/balance-redox-reactions-607569>
- Karen, P., McArdle, P., & Takats, J. (2016). Comprehensive definition of oxidation state (IUPAC Recommendations 2016). *Pure and Applied Chemistry*, 88(8), 831-839.
<https://doi.org/10.1515/pac-2015-1204>
- Loock, H.P. (2011). Expanded Definition of the Oxidation State. *Journal of Chemistry Education*, 88(3), 282-283. <https://doi.org/10.1021/ed1005213>
- Overby, J. & Chang, R., (2022). *Chemistry* (14th ed.). McGraw-Hill.
- Petrucci, R.H., Geoffrey H.F., Madura, J.D. & Bissonnette, C. (2016). *General Chemistry: Principles and Modern Applications* (11th ed.). Pearson.
- Redox Reactions*. (n.d.). Aakash. <https://byjus.com/jee/redox-reactions/#balancing-redox-reaction>.
- Silberberg, M.S. (2013). *Principle of General Chemistry* (3rd ed.). McGraw-Hill Publishing Company.
- Silberberg, M.S. & Amateis, P.G. (2021). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change* (9th ed.). McGraw-Hill Publishing Company.

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 11

หน่วยที่ 5 เคมีไฟฟ้า

บทเรียนที่ 5.2 เซลล์เคมีไฟฟ้า

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจเกี่ยวกับเซลล์เคมีไฟฟ้า

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. บอกเซลล์กัลวานิก
2. บอกเซลล์อิเล็กโทรไลต์
3. อธิบายศักย์ไฟฟ้าของเซลล์เคมีไฟฟ้า
4. อธิบายศักย์ไฟฟ้ารีดักชันมาตรฐาน
5. คำนวณสมการเนินสต์

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย และอภิปราย
2. กิจกรรมกลุ่มในชั้นเรียน (Work@class)

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

1. เอกสารคำสอน วิชาเคมี 2
2. เอกสาร powerpoint
3. https://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=11425
4. <https://www.facebook.com/chemographics>
5. <https://www.slideshare.net/woravith>

การวัดผล

1. ประเมินจากกิจกรรมในชั้นเรียน
2. ประเมินจากกิจกรรมแบบฝึกหัด หรืองานที่มอบหมาย
3. ประเมินจากการสรุปประเด็นสำคัญ หรือการนำเสนอผลของการสืบค้นที่ได้รับมอบหมาย
4. ประเมินจากการสอบย่อยรายหน่วยเรียน

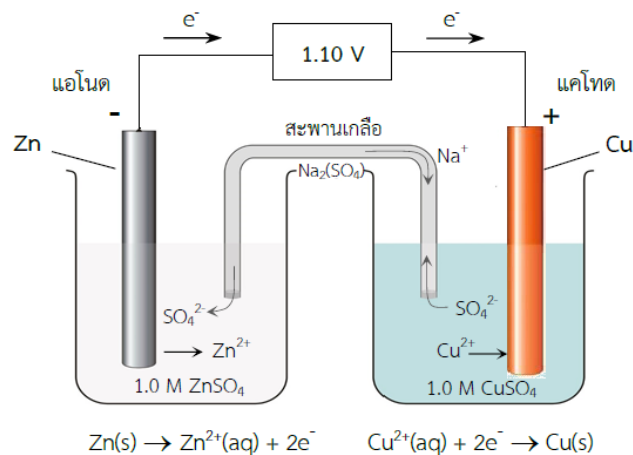
บทเรียนที่ 5.2 เซลล์เคมีไฟฟ้า

5.2.1 เซลล์กัลวานิก

เซลล์กัลวานิก (galvanic cell) หรือเซลล์โวลตาอิก (voltaic cell) เป็นเซลล์เคมีไฟฟ้าที่ทำหน้าที่สร้างกระแสไฟฟ้าจากการเกิดปฏิกิริยาเคมี ซึ่งส่วนสำคัญของเซลล์ต้องประกอบด้วยขั้วไฟฟ้าจำนวนสองขั้วที่จุ่มอยู่ในสารละลายอิเล็กโทรไลต์ ต่อครึ่งเซลล์ด้วยสะพานเกลือเพื่อรักษาสมดุลของไอออน โดยลักษณะสำคัญของเซลล์กัลวานิก คือ การถ่ายโอนอิเล็กตรอนผ่านตัวกลางที่เป็นลวดตัวนำไฟฟ้าซึ่งต่อระหว่างขั้วไฟฟ้าทั้งสองขั้ว การที่สารที่ทำหน้าที่ให้อิเล็กตรอน (ตัวรีดิวซ์) และสารที่ทำหน้าที่รับอิเล็กตรอน (ตัวออกซิไดส์) สัมผัสกันโดยตรงจะไม่สามารถแสดงกระแสไฟฟ้าที่เกิดขึ้นได้ ดังนั้น กระแสไฟฟ้าจะเกิดขึ้นได้เมื่อมีลวดตัวนำไฟฟ้าต่อเชื่อมเข้าไประหว่างขั้วไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ให้อิเล็กตรอน (oxidation half-cell) และครึ่งเซลล์ที่รับอิเล็กตรอน (reduction half-cell) และมีสะพานเกลือ (salt bridge) ต่อเชื่อมระหว่างครึ่งเซลล์ทั้งสอง เพื่อให้สามารถวัดกระแสไฟฟ้าระหว่างครึ่งเซลล์ทั้งสองได้ โวลต์มิเตอร์ต่อเชื่อมกับลวดตัวนำไฟฟ้า ดังภาพที่ 5.6 อิเล็กตรอนจะถูกถ่ายโอนผ่านตัวกลางภายนอกจากขั้วไฟฟ้าที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน (ขั้วแอโนด) ไปยังขั้วไฟฟ้าที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน (ขั้วแคโทด) จึงทำให้เกิดกระแสไฟฟ้าผ่านโวลต์มิเตอร์ สรุปได้ว่า

ขั้วแอโนด คือ ขั้วไฟฟ้าที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน

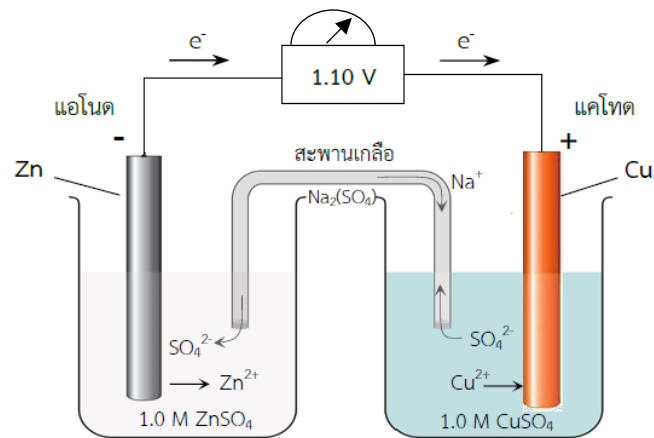
ขั้วแคโทด คือ ขั้วไฟฟ้าที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน



ภาพที่ 5.6 องค์ประกอบของเซลล์กัลวานิก. ที่มาจาก เคมีวิเคราะห์: หลักการและเทคนิคการคำนวณเชิงปริมาณ (หน้า 215) โดย วรวิทย์ จันทรสุวรรณ, 2565, สำนักพิมพ์จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

จากภาพที่ 5.6 ปฏิกิริยาออกซิเดชันขึ้นที่ขั้วแอโนด ขั้วโลหะ Zn จะค่อย ๆ กร่อนแล้วเกิดเป็น Zn^{2+} ละลายลงในสารละลายที่มี Zn^{2+} และ SO_4^{2-} ส่วนที่ขั้วแคโทด Cu^{2+} จากสารละลายเกิดปฏิกิริยารีดักชันกลายเป็น Cu (โลหะทองแดง) เกาะอยู่ที่ผิวของขั้วแคโทด เมื่อปฏิกิริยาดำเนินไปจะพบว่าในครึ่งเซลล์ออกซิเดชันสารละลายจะมีประจุบวก (Zn^{2+}) มากกว่าประจุลบ (SO_4^{2-}) และในทางตรงกันข้าม ครึ่งเซลล์รีดักชันสารละลายจะมีประจุลบ (SO_4^{2-}) มากกว่าประจุบวก (Cu^{2+}) จึงเกิดความไม่สมดุลทางไฟฟ้าขึ้น จึงต้องใช้สะพานเกลือเชื่อมต่อระหว่างครึ่งเซลล์ทั้งสอง เนื่องจากครึ่งเซลล์ทั้งสองเชื่อมต่อกับวงจรภายนอก ครึ่งเซลล์ที่มีศักย์ไฟฟ้ารีดักชัน (E^0) สูงกว่าจะเกิดรีดักชัน และครึ่งเซลล์ที่มี

ศักย์ไฟฟ้ารีดักชันต่ำกว่าจะ (ถูกบังคับให้) เกิดออกซิเดชัน ความต่างศักย์ระหว่างขั้วไฟฟ้านี้ เรียกว่า แรงเคลื่อนไฟฟ้า (electromotive force; emf) มีหน่วยเป็นโวลต์ (volt)



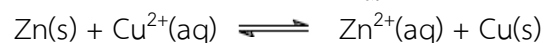
ครึ่งเซลล์	ออกซิเดชัน	รีดักชัน
ขั้วไฟฟ้า	แอโนด (ลบ)	แคโทด (บวก)
ครึ่งปฏิกิริยา	$\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$
ปฏิกิริยารีดอกซ์	$\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$	
แผนภาพเซลล์เคมีไฟฟ้า	$\text{Zn(s)} \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \text{Cu(s)}$	

จากตัวอย่างปฏิกิริยารีดอกซ์ในเซลล์กัลวานิก จะได้ว่า

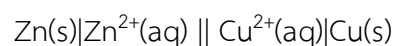
- ขั้วที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน เรียกว่า ขั้วแอโนด คือ ขั้ว Zn (โดย Zn จะทำหน้าที่เป็นตัวรีดิวซ์ เนื่องจากเมื่อเกิดปฏิกิริยาแล้วมีเลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้น)
- ขั้วที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน เรียกว่า ขั้วแคโทด คือ ขั้ว Cu (โดย Cu^{2+} จะทำหน้าที่เป็นตัวออกซิไดส์ เนื่องจากเมื่อเกิดปฏิกิริยาแล้วมีเลขออกซิเดชันลดลง)
- ขั้วบวก คือ ขั้วที่มีอิเล็กตรอนหนาแน่นน้อยกว่า หรือขั้วอิเล็กตรอนไหลเข้า ได้แก่ ขั้ว Cu
- ขั้วลบ คือ ขั้วที่มีอิเล็กตรอนหนาแน่นมากกว่า หรือขั้วอิเล็กตรอนไหลออก ได้แก่ ขั้ว Zn
- อิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่จากขั้วลบไปยังขั้วบวก (ขั้ว Zn ไปยังขั้ว Cu)

แผนภาพเซลล์เคมีไฟฟ้า

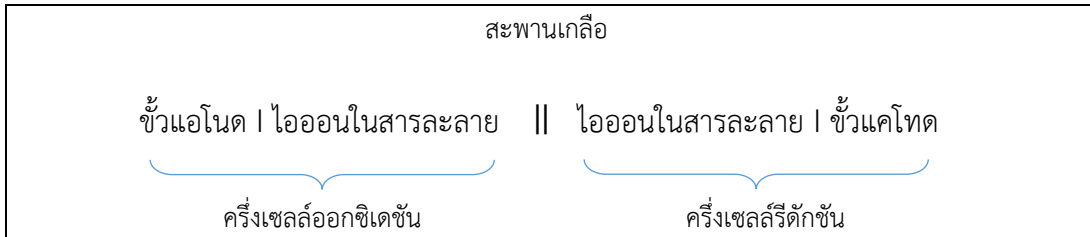
แผนภาพเซลล์เคมีไฟฟ้า (electrochemical notation) แบบเซลล์กัลวานิก เป็นการเขียนสัญลักษณ์ของเซลล์กัลวานิกแทนการเขียนปฏิกิริยารีดอกซ์ เช่นจากปฏิกิริยารีดอกซ์



สามารถเขียนแผนภาพเซลล์เคมีไฟฟ้า ได้ดังนี้



การเขียนแผนภาพเซลล์เคมีไฟฟ้า แสดงดังภาพที่ 5.7



ภาพที่ 5.7 แผนภาพเซลล์เคมีไฟฟ้า

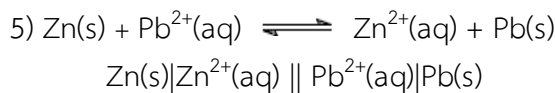
หลักการเขียนแผนภาพเซลล์เคมีไฟฟ้า ดังนี้

- 1) เขียนเครื่องเซลล์ออกซิเดชันไว้ด้านซ้าย และเครื่องเซลล์รีดักชันไว้ด้านขวา
- 2) เขียนเครื่องหมาย || แทนสะพานเกลือ คั่นระหว่างเครื่องเซลล์ออกซิเดชันและเครื่องเซลล์รีดักชัน
- 3) ส่วนเครื่องเซลล์ออกซิเดชัน ให้เขียนขั้วแอโนดก่อน (ซ้าย) และตามด้วยไอออนในสารละลาย (ขวา) โดยคั่นด้วยเครื่องหมาย | เช่น $\text{Zn(s)} \mid \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$
- 4) ส่วนเครื่องเซลล์รีดักชัน ให้เขียนไอออนในสารละลายก่อน (ซ้าย) และตามด้วยขั้วแคโทด โดยคั่นด้วยเครื่องหมาย | เช่น $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \mid \text{Cu(s)}$
- 5) หากต้องการระบุความเข้มข้นให้เขียนไว้ในวงเล็บแล้ววางหลังไอออนในสารละลาย เช่น $\text{Zn(s)} \mid \text{Zn}^{2+}(\text{aq}, 0.1 \text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{aq}, 0.1 \text{ M}) \mid \text{Cu(s)}$
- 6) สำหรับเครื่องเซลล์ที่ประกอบด้วยโลหะกับแก๊ส ใช้เครื่องหมาย | ชิดคั่นระหว่างขั้วไฟฟ้ากับแก๊สและระหว่างไอออนในสารละลาย เช่น กรณีเกิดที่ขั้วแอโนด $\text{Pt(s)} \mid \text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ atm}) \mid \text{H}^+(\text{aq}) \parallel \dots$
- 7) สำหรับเครื่องเซลล์ที่มีไอออนในสารละลายมีมากกว่า 1 ชนิด ให้ใช้เครื่องหมาย () คั่นระหว่างไอออนทั้งสอง เช่น $\text{Fe(s)} \mid \text{Fe}^{2+}(\text{aq}), \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \parallel \dots$
 $\dots \parallel \text{Sn}^{4+}(\text{aq}), \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) \mid \text{Pt(s)}$
- 8) หากมีความดันเกี่ยวข้อง ให้ระบุความดันในวงเล็บเดียวกับสถานะแก๊สนั้น เช่น $\text{Pt(s)} \mid \text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ atm}) \mid \text{H}^+(\text{aq}, 0.1 \text{ M}) \parallel \text{Ag}^+(\text{aq}) \mid \text{Ag(s)}$
 $\text{Ag(s)} \mid \text{Ag}^+(\text{aq}) \parallel \text{H}^+(\text{aq}, 0.1 \text{ M}) \mid \text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ atm}) \mid \text{Pt(s)}$

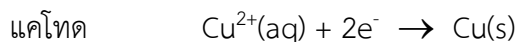
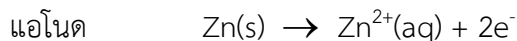
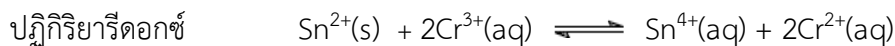
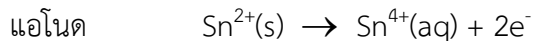
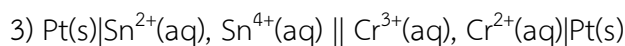
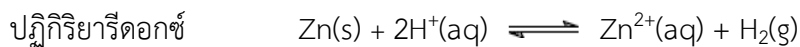
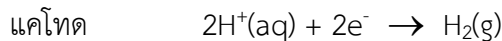
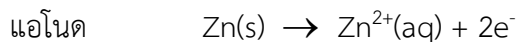
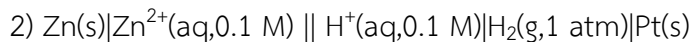
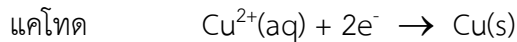
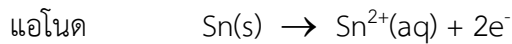
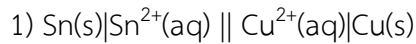
ตัวอย่าง 5.8 จงเขียนแผนภาพของเซลล์กัลวานิกต่อไปนี้

- 1) $\text{Cu(s)} + \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Pb(s)}$
 $\text{Cu(s)} \mid \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \parallel \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) \mid \text{Pb(s)}$
- 2) $\text{Fe(s)} + \text{Sn}^{4+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$
 $\text{Fe(s)} \mid \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \parallel \text{Sn}^{4+}(\text{aq}), \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) \mid \text{Pt(s)}$
- 3) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Ag(s)}$
 $\text{Pt(s)} \mid \text{H}_2(\text{g}) \mid \text{H}^+(\text{aq}) \parallel \text{Ag}^+(\text{aq}) \mid \text{Ag(s)}$
- 4) $\text{Zn(s)} + \text{Cd}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cd(s)}$ ในสารละลาย 0.1 M
 $\text{Zn(s)} \mid \text{Zn}^{2+}(\text{aq}, 0.1 \text{ M}) \parallel \text{Cd}^{2+}(\text{aq}, 0.1 \text{ M}) \mid \text{Cd(s)}$

เรียบเรียงโดย ผศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ



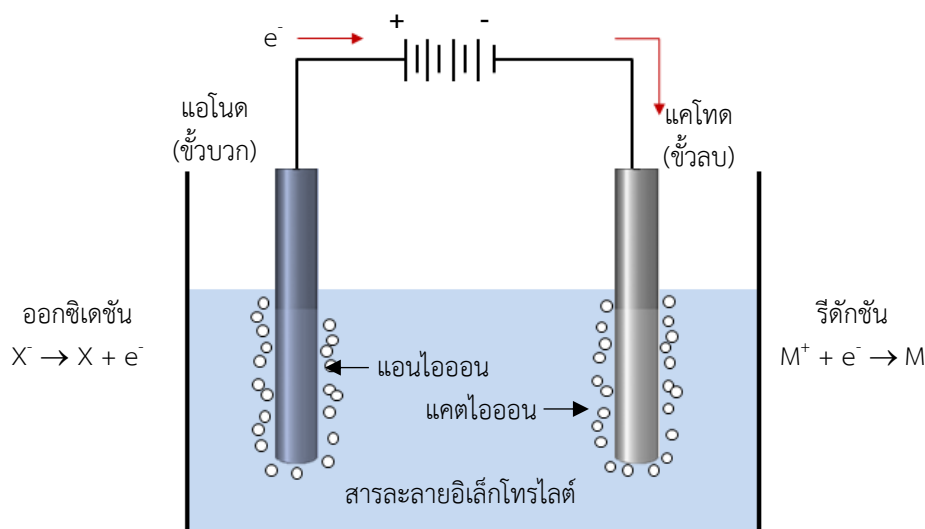
ตัวอย่าง 5.9 จงเขียนสมการแสดงปฏิกิริยาที่ขั้วแอโนด ขั้วแคโทดและเขียนปฏิกิริยาของเซลล์



5.2.2 เซลล์อิเล็กโทรไลต์

เซลล์อิเล็กโทรไลต์ (electrolytic cell) เป็นเซลล์เคมีไฟฟ้าที่มีลักษณะตรงกันข้ามกับเซลล์กัลวานิก กล่าวคือ ภายในเซลล์ไฟฟ้าชนิดนี้ต้องมีการผ่านไฟฟ้ากระแสตรงเข้าไปในเซลล์แล้วทำให้สารเคมีเกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ จึงจะสามารถเกิดปฏิกิริยาเคมีไฟฟ้าได้ (ปฏิกิริยาเกิดขึ้นเองไม่ได้) เซลล์ประเภทนี้จะมีค่า E^0 น้อยกว่าศูนย์

เซลล์อิเล็กโทรไลต์ประกอบด้วยขั้วไฟฟ้าสองขั้วจุ่มในสารละลายอิเล็กโทรไลต์และเมื่อผ่านกระแสไฟฟ้าลงไปในสารละลายอิเล็กโทรไลต์ จะทำให้เกิดปฏิกิริยาขึ้นในเซลล์ เรียกกระบวนการนี้ว่า อิเล็กโทรลิซิส (electrolysis) ดังภาพที่ 5.8



ภาพที่ 5.8 เซลล์อิเล็กโทรไลต์. ที่มาจาก เคมีวิเคราะห์: หลักการและเทคนิคการคำนวณเชิงปริมาณ (หน้า 218) โดย วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ, 2565, สำนักพิมพ์จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

การเกิดปฏิกิริยาเคมีในเซลล์อิเล็กโทรไลต์จะคล้ายกับปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นในเซลล์กัลวานิก คือ ที่ขั้วแอโนดจะเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน (มีการเสียอิเล็กตรอน) และที่ขั้วแคโทดจะเกิดปฏิกิริยารีดักชัน (มีการรับอิเล็กตรอน)

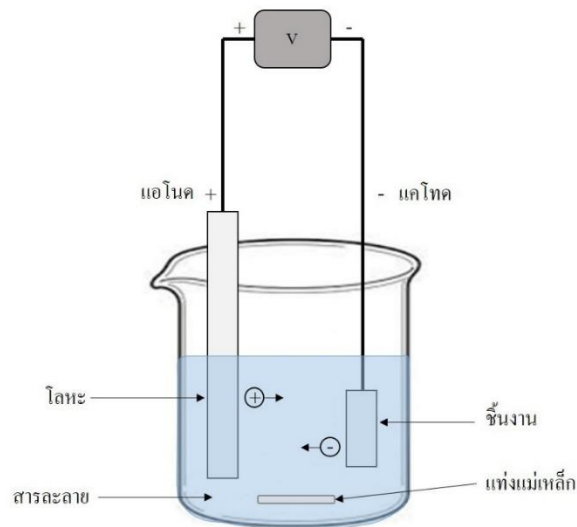
ตารางที่ 5.5 ตารางเปรียบเทียบระหว่างเซลล์เคมีกับเซลล์อิเล็กโทรไลต์

เซลล์เคมี	เซลล์อิเล็กโทรไลต์
<ul style="list-style-type: none"> เปลี่ยนพลังงานเคมีเป็นพลังงานไฟฟ้า 	<ul style="list-style-type: none"> เปลี่ยนพลังงานไฟฟ้าเป็นพลังงานเคมี
<ul style="list-style-type: none"> ขั้วแอโนดเป็นขั้วลบ เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน 	<ul style="list-style-type: none"> ขั้วแอโนดเป็นขั้วบวก เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน
<ul style="list-style-type: none"> ขั้วแคโทดเป็นขั้วบวก เกิดปฏิกิริยารีดักชัน 	<ul style="list-style-type: none"> ขั้วแคโทดจะเป็นขั้วลบเกิดปฏิกิริยารีดักชัน
<ul style="list-style-type: none"> ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์มีค่าบวก 	<ul style="list-style-type: none"> ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์มีค่าลบ

การใช้ประโยชน์ของกระบวนการอิเล็กโทรลิซิสมีหลายอย่างด้วยกัน เช่น การแยกธาตุประกอบของน้ำด้วยไฟฟ้า การแยกสารละลายด้วยกระแสไฟฟ้า การชุบโลหะด้วยกระแสไฟฟ้า (electroplating) และการทำโลหะให้บริสุทธิ์โดยใช้เซลล์อิเล็กโทรไลต์ เป็นต้น

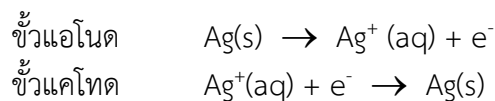
ตัวอย่างการชุบโลหะด้วยกระแสไฟฟ้า เป็นกระบวนการของการเกิดปฏิกิริยาทางไฟฟ้าเคมี ประกอบด้วยขั้วไฟฟ้า สารละลายอิเล็กโทรไลต์ และเครื่องกำเนิดไฟฟ้ากระแสตรง เมื่อผ่านไฟฟ้ากระแสตรงเข้าไปในเซลล์เคมีไฟฟ้า โดยกระแสไฟฟ้าจะไหลผ่านสารละลายจากขั้วบวก (แอโนด) ไปยังขั้วลบ (แคโทด) ไอออนของโลหะในสารละลายที่มีศักย์ไฟฟ้าสูงกว่าน้ำจะรับอิเล็กตรอนจากขั้วลบ (ขั้วแอโนด) ที่ต่ออยู่กับขั้วลบของเครื่องกำเนิดไฟฟ้าเกิดเป็นอะตอมของโลหะเคลือบติดอยู่ที่ผิวของขั้วลบที่นำมาชุบ ขณะเดียวกันโลหะที่ขั้วบวกจะเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันได้ไอออนของโลหะที่ละลายอยู่ใน

สารละลาย เพื่อชดเชยไอออนของโลหะที่เปลี่ยนแปลงไปเป็นอะตอมของโลหะขณะชุบ ดังนั้น แอโนดจะสึกกร่อนไป ส่วนแคโทดจะมีโลหะมาเกาะเพิ่มขึ้น



ภาพที่ 5.9 ตัวอย่างการชุบโลหะด้วยกระแสไฟฟ้า
(ที่มาจาก สถาบันวิจัยแสงซินโครตรอน (องค์การมหาชน))

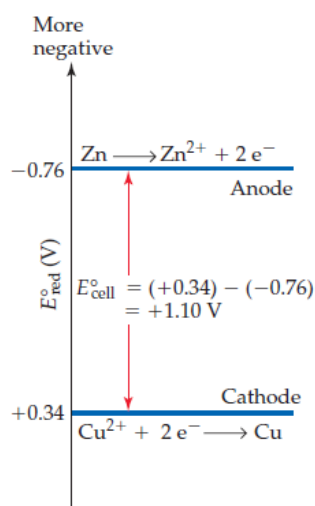
ยกตัวอย่างเช่น ต้องการชุบชิ้นงานให้เป็นโลหะเงิน ต่อขั้วไฟฟ้าโลหะเงิน (Ag) เข้ากับขั้วแอโนด (ขั้วบวก) ต่อชิ้นงานที่จะเคลือบเข้ากับขั้วแคโทด (ขั้วลบ) ของแบตเตอรี่ ใช้สารละลาย Ag^+ เป็นสารละลายอิเล็กโทรไลต์ เช่น AgNO_3 เมื่อผ่านไฟฟ้ากระแสตรงลงในเซลล์ จะพบว่า อิเล็กตรอนจากแบตเตอรี่จะเคลื่อนลงไปที่ขั้วแคโทด ทำให้ขั้วนี้มีปริมาณของอิเล็กตรอนมาก และ Ag^+ ซึ่งเป็นไอออนบวกก็จะเคลื่อนที่เข้ามาจับอิเล็กตรอนเกิดปฏิกิริยารีดักชันกลายเป็นโลหะเงินเคลือบอยู่บนชิ้นงาน ขณะเดียวกันที่ขั้วแอโนดซึ่งมีโลหะเงินต่ออยู่จะเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันได้ Ag^+ ลงสู่สารละลายเพื่อชดเชยกับ Ag^+ ที่ลดลง ทำให้ความเข้มข้นของสารละลายอิเล็กโทรไลต์คงที่ และอิเล็กตรอนที่ขั้วแอโนดไหลเข้าไปที่ขั้วบวก (แคโทด) ของแบตเตอรี่ ทำให้กระแสไฟฟ้าครบวงจร ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นที่ขั้วแอโนดและแคโทด เป็นดังนี้



5.2.3 ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์เคมีไฟฟ้า

ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ คือ แรงเคลื่อนไฟฟ้าที่เกิดขึ้นในเซลล์กัลวานิกอันเนื่องมาจากการถ่ายโอนอิเล็กตรอนระหว่างครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ การวัดศักย์ไฟฟ้าของขั้วไฟฟ้า ค่าที่วัดได้จะเป็นค่าความต่างศักย์ของขั้วไฟฟ้าทั้งสองเซลล์ เปรียบเทียบอย่างง่ายการถ่ายโอนอิเล็กตรอนเปรียบเสมือนการไหลของน้ำจากน้ำตก น้ำจะไหลได้ก็เนื่องจากมีความแตกต่างระหว่างระดับที่มีพลังงานศักย์สูงและที่พลังงานศักย์ต่ำกว่า ในทำนองเดียวกันการไหลของอิเล็กตรอนในเซลล์กัลวานิกจะไหลจากขั้วแอโนดไปยังขั้วแคโทด เนื่องจากพลังงานศักย์ของขั้วแอโนดมีค่าสูงกว่าขั้วแคโทด จึงทำให้เกิดแรงเคลื่อนไฟฟ้า (electromotive force; emf) ไปยังวงจรภายนอก โดยค่าแรงเคลื่อนไฟฟ้าของเซลล์เขียนแทนด้วย E^0_{cell} ซึ่งอาจเรียกว่า ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ (cell potential)

เรียบเรียงโดย ผศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ



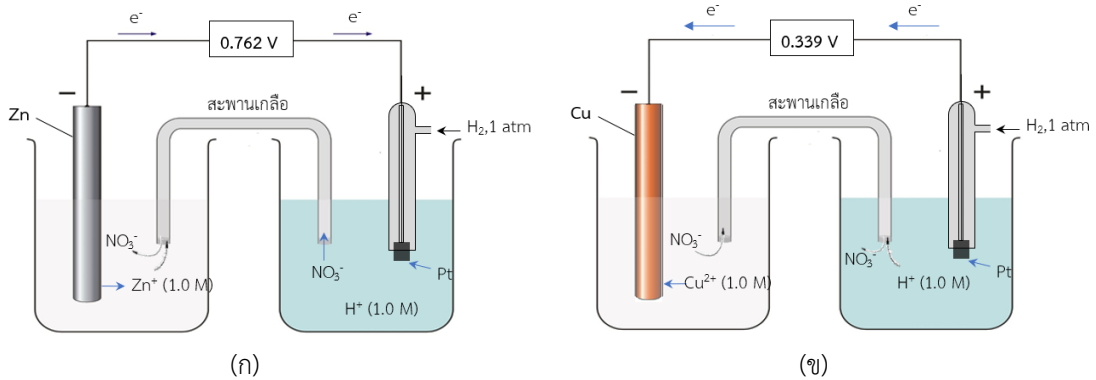
ภาพที่ 5.10 ความต่างศักย์ไฟฟ้าในเซลล์กัลวานิกของ Zn/Cu. ที่มาจาก *Chemistry: The Central Science* (p. 865), by T.L. Brown et al., 2017, Pearson Education, Inc.

จากภาพที่ 5.10 จากค่า E° โลหะ Cu เป็นตัวออกซิไดส์ที่ดีกว่าโลหะ Zn จะเกิดปฏิกิริยารีดักชัน ส่วนโลหะ Zn จะเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน ดังนั้นศักย์ไฟฟ้าของโลหะ Zn ในสารละลาย Cu^{2+} มีค่ามากกว่าของโลหะ Cu ในสารละลาย Zn^{2+} โดยความต่างศักย์ไฟฟ้าจะเท่ากับ 1.10 V แต่ถ้าเปลี่ยนโลหะ Cu เป็นโลหะ Co ($E^{\circ} = -0.282 \text{ V}$) และสารละลายในปฏิกิริยารีดักชันเป็น Co^{2+} จะพบว่า ความต่างศักย์ไฟฟ้าจะเท่ากับ 0.51 V ดังนั้น ความต่างศักย์ไฟฟ้าระหว่างขั้ว Co และ Zn เท่ากับ 0.59 V

ค่าแรงเคลื่อนไฟฟ้าที่เป็นบวก (>0) เป็นค่าที่บ่งบอกถึงขั้วไฟฟ้านั้น สามารถเกิดปฏิกิริยาเคมีแล้วอิเล็กตรอนเคลื่อนที่ไปยังวงจรรภายนอก ปฏิกิริยาเคมีภายในเซลล์เกิดขึ้นได้เอง โดยอิเล็กตรอนเคลื่อนที่จากแอโนดไปยังแคโทด แต่ถ้าตรงกันข้าม ค่าแรงเคลื่อนไฟฟ้าที่เป็นลบ ปฏิกิริยาเคมีภายในเซลล์เกิดขึ้นได้เองไม่ได้

โดยปกติไม่สามารถวัดความสามารถของขั้วไฟฟ้าในครึ่งเซลล์ในการเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันหรือรีดักชันได้โดยตรง จะต้องมีขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐาน (SHE) มาใช้เปรียบเทียบ ดังนั้น เมื่อต้องการหาค่าศักย์ไฟฟ้าของขั้วไฟฟ้าใด ๆ จะทำได้โดยนำขั้วไฟฟ้านั้นต่อกับขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐาน ค่าศักย์ไฟฟ้าที่วัดได้จะเป็นศักย์ไฟฟ้าของเซลล์นั้น ๆ ซึ่งเรียกว่า ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์ กำหนดเป็นที่ยอมรับระดับสากลให้ใช้สัญลักษณ์ E°_{cell} ซึ่งเป็นค่าศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ที่อยู่ในภาวะมาตรฐาน คือขั้วไฟฟ้าจุ่มอยู่ในสารละลายที่ความเข้มข้นของไอออนเท่ากับ 1.0 mol/L ที่อุณหภูมิ 25°C ถ้าสารมีสถานะเป็นแก๊สกำหนดให้ความดันเท่ากับ 1 atm

พิจารณาเซลล์กัลวานิกภาพที่ 5.11 แสดงเซลล์กัลวานิกของขั้วไฟฟ้า Zn และ Cu



ภาพที่ 5.11 เซลล์กัลวานิก (ก) ขั้วไฟฟ้า SHE ต่อกับขั้ว Zn/Zn²⁺ และ (ข) ขั้วไฟฟ้า SHE ต่อกับขั้ว Cu/Cu²⁺

เซลล์กัลวานิกตามภาพที่ 5.11 เมื่อต่อขั้วไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ที่ต้องการหาค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานกับขั้วไฟฟ้า SHE คำนวณหาศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์ ได้ดังนี้

$$E^0_{\text{cell}} = E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}} \quad \dots(5.1)$$

พิจารณาภาพที่ 5.11(ก) เมื่อต่อครึ่งเซลล์ Zn|Zn²⁺ กับขั้วไฟฟ้า SHE พบว่าความต่างศักย์ไฟฟ้าของเซลล์เท่ากับ 0.762 V แสดงว่าขั้ว Zn|Zn²⁺ เป็นขั้วแอโนด (เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน) และขั้วไฟฟ้า SHE เป็นขั้วแคโทด (เกิดปฏิกิริยารีดักชัน) คำนวณ E^0_{cell} จากสมการ (5.1)

$$0.762 = 0.00 - E^0_{\text{Zn/Zn}^{2+}}$$

$$E^0_{\text{Zn/Zn}^{2+}} = -0.762 \text{ V}$$

ดังนั้น ครึ่งปฏิกิริยารีดักชันของ Zn|Zn²⁺ มีค่าศักย์ไฟฟ้าเท่ากับ -0.762 V แต่โดยทั่วไป การเขียนปฏิกิริยาจะเขียนในรูปรีดักชัน ถึงแม้ว่าปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นจริงจะเกิดตรงกันข้ามก็ตาม เนื่องจากการระบุศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ใด ๆ จะเป็นปฏิกิริยารีดักชันเสมอ



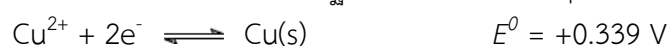
จากค่า E^0 แสดงว่า Zn²⁺ เป็นตัวออกซิไดส์ที่อ่อนกว่า H⁺ (เนื่องจากมีค่า E^0 น้อยกว่า 0) แต่ถ้าเปลี่ยนขั้วไฟฟ้าเป็นขั้ว Cu|Cu²⁺ ดังภาพที่ 5.11(ข) พบว่าวัดศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ได้เท่ากับ 0.339 V แต่ทิศทางการไหลของอิเล็กตรอนจะตรงกันข้ามกับขั้ว Zn|Zn²⁺ โดยที่ขั้ว Cu|Cu²⁺ ทำหน้าที่เป็นขั้วแคโทด การคำนวณศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ จากสมการ (5.1)

$$E^0_{\text{cell}} = E^0_{\text{Cu/Cu}^{2+}} - E_{\text{SHE}}$$

$$0.339 \text{ V} = E^0_{\text{Cu/Cu}^{2+}} - 0$$

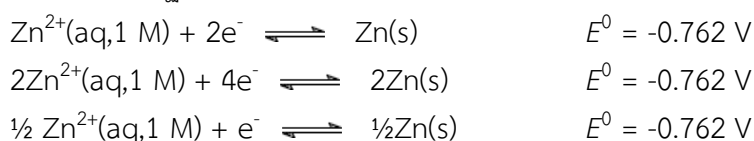
$$E^0_{\text{Cu/Cu}^{2+}} = 0.339 \text{ V}$$

ดังนั้น สมการแสดงค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์ Cu|Cu²⁺ เขียนได้ดังนี้



ในกรณีภาพที่ 5.11(ก) ถ้ากลับขั้วโดยให้ Zn|Zn²⁺ เป็นขั้วแคโทด และขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐานเป็นขั้วแอโนด ศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ที่วัดได้จะเป็น 0.762 V ซึ่งคือ ศักย์ไฟฟ้าของขั้ว Zn|Zn²⁺ นั่นเอง แต่เป็นการเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน โดยปกติจะพยายามต่อเซลล์ไฟฟ้าให้วัดค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ไฟฟ้าได้เป็นบวก

เนื่องจากศักย์ไฟฟ้าเป็นการวัดพลังงานศักย์ต่อประจุไฟฟ้า ศักย์ไฟฟ้าวัดที่ระดับมาตรฐานจึงเป็นสมบัติที่ไม่ขึ้นกับปริมาณ (intensive property) ดังนั้น การเปลี่ยนสัมประสิทธิ์ปริมาณสัมพันธ์จึงไม่มีผลต่อค่าศักย์ไฟฟ้าวัดที่ระดับมาตรฐาน เช่น



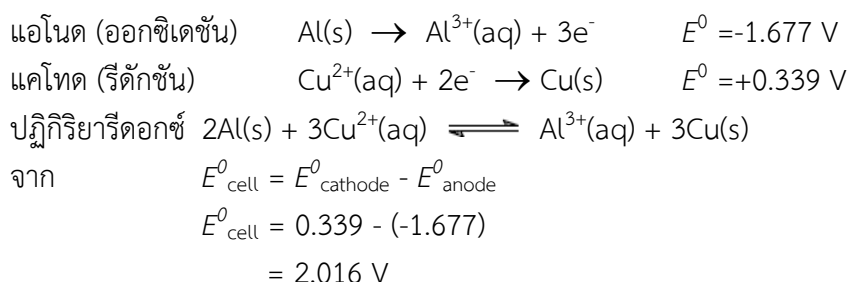
ตัวอย่าง 5.1 จงหา E^0 ของครึ่งเซลล์ $\text{Cu}(\text{s})|\text{Cu}^{2+}(\text{aq}, 1 \text{ M})$ เทียบกับ SHE เมื่อต่อขั้ว Cu เป็นขั้วแคโทดกับ SHE เป็นขั้วแอโนด และอ่านค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์มาตรฐานได้เท่ากับ 0.339 V

วิธีคิด เขียนแผนภาพเซลล์ $\text{Pt}(\text{s}) | \text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ atm}) | \text{H}^+(\text{aq}, 1 \text{ M}) || \text{Cu}^{2+}(\text{aq}, 1.0 \text{ M}) | \text{Cu}(\text{s})$

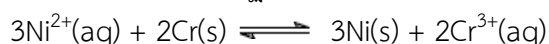
$$\begin{aligned} \text{จาก} \quad E_{\text{cell}}^0 &= E_{\text{cathode}}^0 - E_{\text{anode}}^0 \\ E_{\text{cell}}^0 &= E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}}^0 - E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 \\ 0.339 &= E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}}^0 - 0 \\ E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}}^0 &= 0.339 \text{ V} \end{aligned}$$

ตัวอย่าง 5.2 จงคำนวณค่า E_{cell}^0 จากแผนภาพของเซลล์ $\text{Al}(\text{s}) | \text{Al}^{3+}(\text{aq}) || \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) | \text{Cu}(\text{s})$

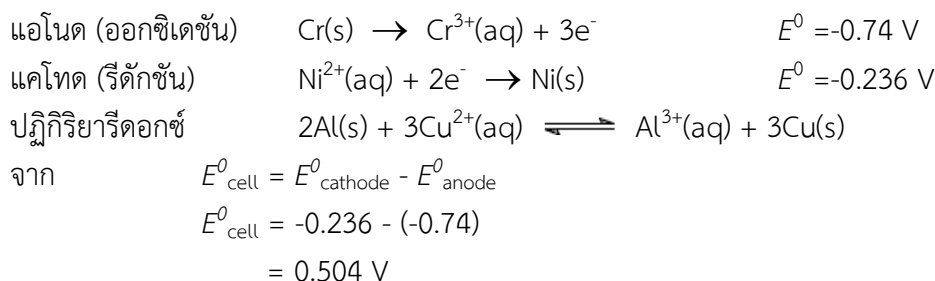
วิธีคิด



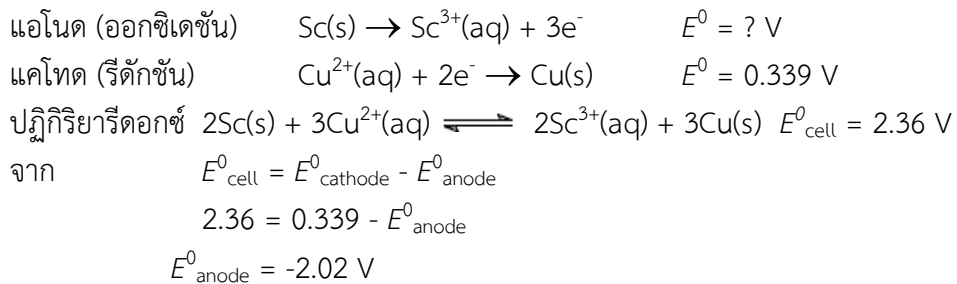
ตัวอย่าง 5.3 จงคำนวณค่า E_{cell}^0 จากปฏิกิริยารีดอกซ์



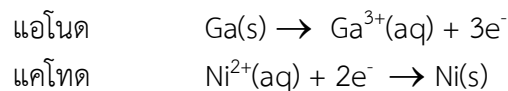
วิธีคิด



ตัวอย่าง 5.4 เมื่อต่อครึ่งเซลล์ $\text{Sc(s)}|\text{Sc}^{3+}(\text{aq}, 1\text{ M})$ กับครึ่งเซลล์ $\text{Cu(s)}|\text{Cu}^{2+}(\text{aq}, 1\text{M})$ ซึ่งและอ่านค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์จากโวลต์มิเตอร์ได้เท่ากับ 2.36 V จงคำนวณศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ $\text{Sc(s)}|\text{Sc}^{3+}$ วิธีคิด

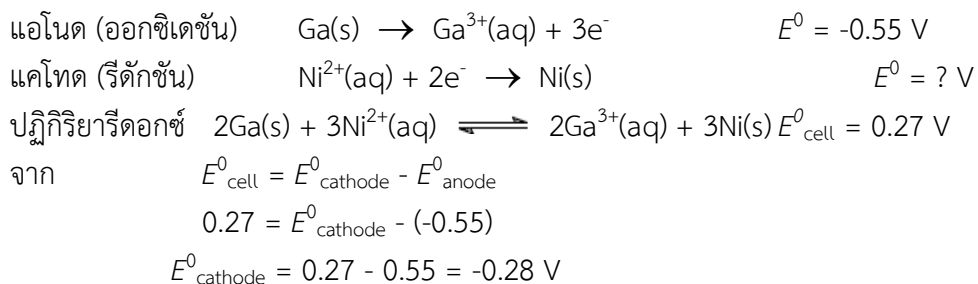


ตัวอย่าง 5.5 เซลล์กัลวานิกประกอบด้วยสองปิกเกอร์เชื่อมด้วยสะพานเกลือ โดยปิกเกอร์หนึ่งมีขั้ว Ga จุ่มในสารละลาย GaCl_3 1.00 mol/L และอีกปิกเกอร์หนึ่งมีขั้ว Ni จุ่มในสารละลาย NiCl_2 1.00 mol/L เมื่อวัดศักย์ไฟฟ้าได้เท่ากับ 0.27 V ภายใต้สภาวะมาตรฐาน เมื่อจัดขั้วไฟฟ้าดังนี้



ถ้าศักย์ไฟฟ้าของปฏิกิริยาออกซิเดชัน Ga เป็น Ga^{3+} เท่ากับ 0.55 V จงคำนวณศักย์ไฟฟ้าของปฏิกิริยาออกซิเดชัน Ni

วิธีคิด

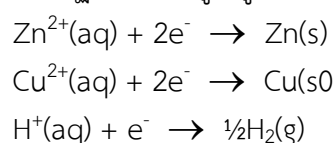


ศักย์ไฟฟ้าที่คำนวณได้เป็นศักย์ไฟฟ้ารีดักชัน แต่โจทย์ถามศักย์ไฟฟ้าของปฏิกิริยาออกซิเดชัน Ni เป็น Ni^{2+} ดังนั้นเครื่องหมายจึงเป็นตรงกันข้ามได้เท่ากับ 0.28 V

5.2.4 ศักย์ไฟฟ้ารีดักชันมาตรฐาน

ค่าศักย์ไฟฟ้ารีดักชันมาตรฐาน (standard reduction potential) เขียนแทนด้วย E^0_{red} หรือ E^0 เป็นค่าที่แสดงความสามารถในการรับอิเล็กตรอนของครึ่งเซลล์ โดยเทียบกับขั้วไฟฟ้า SHE การเขียนทิศทางของปฏิกิริยาขั้วไฟฟ้าและเครื่องหมายของศักย์ไฟฟ้าอาศัยหลักตามข้อเสนอแนะโดยสหพันธ์เคมีบริสุทธิ์และเคมีประยุกต์นานาชาติ (IUPAC) ดังนี้

1) เขียนครึ่งปฏิกิริยาให้อยู่ในรูปของรีดักชัน เช่น



2) เขียนเครื่องหมายของศักย์ไฟฟ้าเป็นบวก (+) เมื่อสารเป็นตัวออกซิไดส์ที่ดีกว่า H^+ แต่ถ้า H^+ เป็นตัวออกซิไดส์ที่ดีกว่าต้องเขียนเครื่องหมายของศักย์ไฟฟ้าเป็นลบ (-)

3) ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐาน (E^0) เป็นศักย์ไฟฟ้าที่วัดได้เมื่อสารแต่ละชนิดที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยามีค่าความว่องไวเป็น 1 ถ้าสารที่เข้าทำปฏิกิริยาละลายอยู่ในตัวทำละลายถือว่าความว่องไวของแต่ละไอออนมีค่าเท่ากับค่าความเข้มข้นของสารนั้นเป็น mol/L ถ้าสารตั้งต้นอยู่ในรูปของของแข็ง หรือของเหลวบริสุทธิ์ ถือได้ว่าค่าความว่องไวของแต่ละไอออนเป็น 1 เพราะค่าความเข้มข้นของสารบริสุทธิ์นั้นคงที่และไม่ขึ้นกับปริมาณ

ค่า E^0 ในตารางที่ 5.6 เป็นค่าที่ได้จากปฏิกิริยาครึ่งเซลล์ ดังนั้น จึงอาจเรียกว่าศักย์ไฟฟ้าครึ่งเซลล์มาตรฐาน (standard half-cell potential) ใช้สัญลักษณ์ E^0 เช่นเดียวกัน ค่า E^0

จากตารางที่ 5.6 ยิ่ง E^0 มีค่าสูงขึ้น ความสามารถในการออกซิไดส์ (หมายถึงครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน) มีมากขึ้น ดังนั้น ตัวออกซิไดส์ที่แรงที่สุดคือ สารในรูปออกซิไดส์ (oxidizing form) ที่อยู่ส่วนบนสุดของตาราง (มีค่า E^0 สูงสุด) ในขณะที่ตัวรีดิวซ์ที่แรงที่สุด คือ สารในรูปของตัวรีดิวซ์ (reducing form) ที่อยู่ส่วนล่างสุดของตาราง (มีค่า E^0 ต่ำสุด)

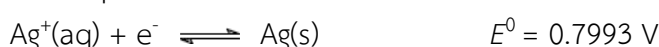
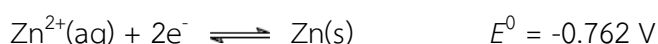
- ถ้ากลับสมการ ค่า E^0 จะเท่าเดิม แต่เครื่องหมายตรงกันข้าม
- ถ้าคูณสมการด้วยตัวเลขใด ๆ ค่า E^0 จะเท่าเดิม ไม่เปลี่ยนแปลง
- ค่า E^0 ยิ่งมาก แสดงว่าสารนั้นยิ่งรับอิเล็กตรอนได้ดีกว่า H^+ หรือความสามารถในการเป็นตัวออกซิไดส์ (แนวโน้มความเป็นตัวออกซิไดส์มากขึ้น) ยิ่งดีขึ้น

- ค่า E^0 ยิ่งต่ำ แสดงว่าสารนั้นยิ่งให้อิเล็กตรอนได้ดี หรือความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์ (แนวโน้มความเป็นตัวรีดิวซ์มากขึ้น)

- โดยทั่วไปเมื่อกล่าวถึง E^0 หากไม่ได้ระบุว่าเป็น E^0_{red} หรือ E^0_{ox} ให้ถือว่าเป็น E^0_{red}

ประโยชน์ของค่า E^0

1) ใช้เปรียบเทียบความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์ (ทำหน้าที่ให้อิเล็กตรอน) และตัวออกซิไดส์ (ทำหน้าที่รับอิเล็กตรอน) กล่าวคือ สารที่มี E^0 ต่ำกว่า ทำหน้าที่ให้อิเล็กตรอน (เป็นตัวรีดิวซ์) ได้ดีกว่า สารที่มี E^0 สูงกว่า หรือ สารที่มี E^0 สูงกว่า ทำหน้าที่รับอิเล็กตรอน (เป็นตัวออกซิไดส์) ได้ดีกว่าสารที่มี E^0 ต่ำกว่า เช่น



พิจารณา $E^0 Zn^{2+} < E^0 Ag^+$

ดังนั้น Zn เป็นตัวรีดิวซ์ที่ดีกว่า Ag

Ag เป็นตัวออกซิไดส์ที่ดีกว่า Zn

2) ใช้คำนวณค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์และครึ่งเซลล์

$$E^0_{cell} = E^0_{cathode} - E^0_{anode}$$

$$= E^0_{ขั้วบวก} - E^0_{ขั้วลบ}$$

$$= E^0_{สูง} - E^0_{ต่ำ}$$

3) ค่า E^0_{cell} ใช้ทำนายการเกิดได้เองของปฏิกิริยา ดังนี้

$$E^0_{cell} > 0 \text{ ปฏิกิริยาเกิดได้เอง}$$

$$E^0_{cell} < 0 \text{ ปฏิกิริยาเกิดเองไม่ได้ (เกิดได้เองในทิศทางตรงข้าม)}$$

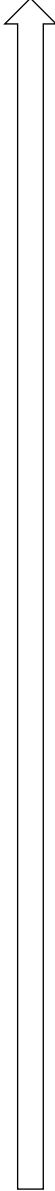

$$E^0_{cell} = 0 \text{ ไม่เกิดปฏิกิริยาสุทธิ ระบบอยู่ในสภาวะสมดุล}$$

เรียบเรียงโดย ผศ.ดร.วรัญญู จันทรวิฑูรณ์

ลิขสิทธิ์ ©2022 โดยมหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

woravith.c@rmutp.ac.th

ตารางที่ 5.6 ค่าศักย์ไฟฟ้าครึ่งเซลล์มาตรฐานที่ 25°C ที่ความดัน 1 atm

	ปฏิกิริยาครึ่งเซลล์รีดักชัน	E° (V)	
ตัวออกซิไดส์ที่ แรง 	$F_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$	+2.890	ตัวรีดิวซ์ ที่อ่อน 
	$Ag^{2+} + e^- \rightleftharpoons Ag^+$	+1.989	
	$Co^{3+} + e^- \rightleftharpoons Co^{2+}$	+1.92	
	$H_2O_2(aq) + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	+1.77	
	$Ce^{4+} + e^- \rightleftharpoons Ce^{3+}$	+1.72	
	$Au^+ + e^- \rightleftharpoons Au(s)$	+1.69	
	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	+1.507	
	$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au(s)$	+1.50	
	$Cl_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$	+1.360	
	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1.36	
	$O_2(g) + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	+1.229	
	$Pt^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pt(s)$	+1.18	
	$Br_2(l) + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$	+1.078	
	$2Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg_2^{2+}$	+0.908	
	$Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg(l)$	+0.852	
	$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag(s)$	+0.7993	
	$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$	+0.771	
	$O_2(g) + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2O_2$	+0.695	
	$I_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$	+0.535	
	$Cu^+ + e^- \rightleftharpoons Cu(s)$	+0.518	
$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s)$	+0.339		
$HgCl_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2Hg(l) + 2Cl^-$	+0.268		
$AgCl(s) + e^- \rightleftharpoons Ag(s) + Cl^-$	+0.222		
$Cu^{2+} + e^- \rightleftharpoons Cu^+$	+0.153		
$Sn^{4+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn^{2+}$	+0.15		
$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g)$	0.000		
$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb(s)$	-0.126		
$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn(s)$	-0.141		
$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni(s)$	-0.236		
$Co^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Co(s)$	-0.282		
$Cd^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cd(s)$	-0.402		
$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe(s)$	-0.44		
$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Cr(s)$	-0.74		
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn(s)$	-0.762		
$Mn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mn(s)$	-1.182		
$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al(s)$	-1.677		
$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg(s)$	-2.360		
$Na^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Na(s)$	-2.714		
ตัวออกซิไดส์ที่ อ่อน	$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ca(s)$	-2.868	ตัวรีดิวซ์ ที่แรง
	$K^+ + e^- \rightleftharpoons K(s)$	-2.936	
	$Li^+ + e^- \rightleftharpoons Li(s)$	-3.040	

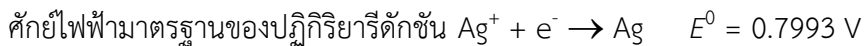
หมายเหตุ. ค่าศักย์ไฟฟ้าครึ่งเซลล์มาตรฐานของสารชนิดเดียวในสารละลายกรดต่างชนิดกัน จะแตกต่างกัน (ดูในภาคผนวก)

ตัวอย่าง 5.6 เมื่อนำครึ่งเซลล์ $\text{Ag}|\text{Ag}^+$ ต่อกับครึ่งเซลล์ของ $\text{Pt}|\text{H}_2|\text{H}^+$ พบว่าเข็มโวลต์มิเตอร์เบนเข้าหาขั้ว Ag และวัดค่าศักย์ไฟฟ้าเท่ากับ 0.7993 V จงคำนวณค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์ Ag
วิธีคิด เมื่อเข็มโวลต์มิเตอร์เบนเข้าหาขั้ว Ag แสดงว่าครึ่งเซลล์ของ $\text{Ag}|\text{Ag}^+$ ทำหน้าที่รับอิเล็กตรอน (เกิดรีดักชัน) จึงเป็น E^0_{cathode} ส่วนครึ่งเซลล์ของ $\text{Pt}|\text{H}_2|\text{H}^+$ ทำหน้าที่ให้อิเล็กตรอน (เกิดออกซิเดชัน) จึงเป็น E^0_{anode}

$$E^0_{\text{cell}} = E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}}$$

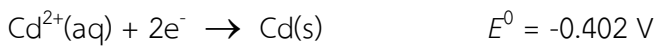
$$0.7993 = E^0_{\text{cathode}} - 0$$

$$\text{ดังนั้น } E^0_{\text{cathode}} = E^0_{\text{Ag}} = 0.7993$$



ตัวอย่าง 5.7 เซลล์เคมีไฟฟ้าที่ประกอบด้วยขั้ว Cd ในสารละลาย $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ 1.0 mol/L และขั้ว Cr ในสารละลาย $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ 1.0 mol/L จงคำนวณค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์

วิธีคิด พิจารณา E^0 จากตาราง



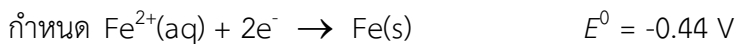
จากสมการ $E^0_{\text{cell}} = E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}}$

$$E^0_{\text{cell}} = -0.402 - (-0.74)$$

$$\text{ดังนั้น } E^0_{\text{cell}} = -0.402 + 0.74$$

$$= 0.34 \text{ V}$$

ตัวอย่าง 5.8 เมื่อนำครึ่งเซลล์ของ $\text{Fe}|\text{Fe}^{2+}$ ต่อเข้ากับ $\text{Ni}|\text{Ni}^{2+}$ ให้หาค่า E^0_{cell}



วิธีคิด ครึ่งเซลล์ของ $\text{Fe}|\text{Fe}^{2+}$ มี E^0 ต่ำกว่า ทำหน้าที่ให้อิเล็กตรอน (ตัวรีดิวซ์) ได้ดีกว่า แสดงว่าเกิดออกซิเดชัน จึงเป็นขั้วแอโนด ส่วนครึ่งเซลล์ของ $\text{Ni}|\text{Ni}^{2+}$ เกิดรีดักชัน จึงเป็นขั้วแคโทด

$$E^0_{\text{cell}} = E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}}$$

$$E^0_{\text{cell}} = -0.236 - (-0.44)$$

$$E^0_{\text{cell}} = -0.236 + 0.44$$

$$= 0.20 \text{ V}$$

ดังนั้นปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นได้เอง คือ $\text{Fe}(\text{s}) + \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ni}(\text{s})$

5.2.5 สมการเนินสต์

ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของขั้วไฟฟ้าใดๆ เป็นความต่างศักย์ระหว่างขั้วไฟฟ้านั้นๆ กับขั้วไฟฟ้า SHE ที่เป็นขั้วอ้างอิง เมื่อทั้งตัวออกซิไดส์และตัวรีดิวซ์มีความว่องไว (activity) เท่ากับ 1 ภายใต้สภาวะมาตรฐาน (standard condition) แต่เมื่อมีการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารตั้งต้น อุณหภูมิ หรือความดันในปฏิกิริยา สภาวะดังกล่าวนี้ไม่เป็นสภาวะมาตรฐาน (non-standard condition) ศักย์ไฟฟ้าของขั้วไฟฟ้าใด ๆ สามารถหาได้โดยการทดลองโดยการวัดค่าความต่างศักย์ระหว่างขั้วไฟฟ้านั้นกับขั้วไฟฟ้ามาตรฐานที่ทราบศักย์ไฟฟ้าที่แน่นอน

เรียบเรียงโดย ผศ.ดร.วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ

ลิขสิทธิ์ ©2022 โดยมหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

woravith.c@rmutp.ac.th

ในปี ค.ศ.1889 เนินสต์ (Walther Hermann Nernst, ค.ศ. 1864-1941) นักเคมีชาวเยอรมัน ศึกษาความสัมพันธ์ระหว่างศักย์ไฟฟ้ากับความว่องไวของแต่ละไอออนในภาวะสมดุลกับขั้วไฟฟ้า เนินสต์ได้รับรางวัลโนเบลสาขาเคมีในปี ค.ศ.1920 จากผลงานอุณหเคมี (thermochemistry)



$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[A_{ox}]^a}{[A_{red}]^b} \quad \text{.....(5.3)}$$

เมื่อ E = ศักย์ขั้วไฟฟ้า (V)

E^0 = ศักย์ไฟฟ้ารีดักมาตรฐาน (V)

R = ค่าคงที่ของแก๊ส ($8.314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\text{mol}^{-1}$)

T = อุณหภูมิสัมบูรณ์ (K)

n = จำนวนอิเล็กตรอนที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยา

F = ค่าคงที่ของฟาราเดย์ ($96,485$ คูลอมบ์ต่อโมลของอิเล็กตรอน)

$[A_{ox}]^a$ = ความเข้มข้นสารที่อยู่ในรูปออกซิไดส์ที่ยกกำลังด้วยตัวเลขสัมประสิทธิ์

$[A_{red}]^b$ = ความเข้มข้นสารที่อยู่ในรูปรีดิวซ์ที่ยกกำลังด้วยตัวเลขสัมประสิทธิ์

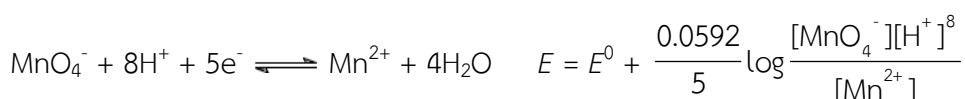
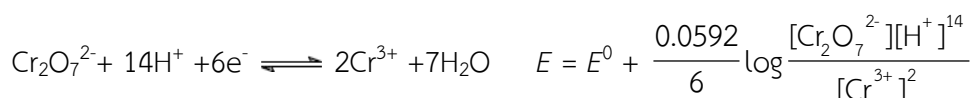
ที่อุณหภูมิ 25°C (298 K) สมการ (5.3) เขียนได้ดังนี้

$$E = E^0 + \frac{0.0592}{n} \log \frac{[A_{ox}]^a}{[A_{red}]^b} \quad \text{.....(5.4)}$$

จากสมการ (5.4) เราสามารถคำนวณหาศักย์ขั้วไฟฟ้าในสารละลายที่มีความเข้มข้นต่างกันได้ เช่น



จากตัวอย่างปฏิกิริยาข้างต้น จะเห็นว่าศักย์ขั้วไฟฟ้าจะขึ้นอยู่กับความเข้มข้นของสารละลายในปฏิกิริยา นอกจากนี้ในสภาพสารละลายที่เป็นกรดหรือเบส ศักย์ไฟฟ้าจะไม่ได้ขึ้นอยู่กับความเข้มข้นของตัวออกซิไดส์ ตัวรีดิวซ์ และผลิตภัณฑ์เท่านั้น แต่ยังขึ้นกับค่า pH ของสารละลายด้วย เช่น ปฏิกิริยาต่อไปนี้



เมื่อพิจารณาจากสมการของเนินสต์ (สมการ 5.4) สามารถบอกได้ว่าศักย์ไฟฟ้าครึ่งเซลล์จะเปลี่ยนไป 59.2 mV เมื่อความเข้มข้นของสารที่เกี่ยวข้องในการเกิดออกซิเดชันหรือรีดักชันที่มีการเปลี่ยนแปลงอิเล็กตรอน 1 ตัวเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นไป 10 เท่า แต่ถ้าสารนั้นมีการเปลี่ยนแปลงอิเล็กตรอน 2 ตัว ค่าศักย์ไฟฟ้าจะเปลี่ยนไป 29.6 mV ตัวอย่างการเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันของขั้วไฟฟ้า Cu ดังสมการ



ค่าศักย์ขั้วไฟฟ้า คำนวณได้ดังนี้

$$E = -0.339 + \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu(s)}]}$$

$$E = -0.339 + 0.0296 \log[\text{Cu}^{2+}]$$

1) การคำนวณศักย์ขั้วไฟฟ้า

การคำนวณหาศักย์ขั้วไฟฟ้าที่จุ่มในสารละลายที่มีความเข้มข้นแตกต่างกันทำได้ โดยอาศัยสมการเนินสต์ ดังตัวอย่างต่อไปนี้

ตัวอย่าง 5.9 จงคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของขั้วไฟฟ้า Pt ซึ่งจุ่มอยู่ในสารละลายของ Fe^{3+} และ Fe^{2+} ที่มีความเข้มข้น 0.0100 และ 0.100 mol/L ตามลำดับ (ใน 1.0 mol/L H_2SO_4)

วิธีคิด ครึ่งปฏิกิริยาคือ $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$ $E^0 = 0.68 \text{ V (1.0 M H}_2\text{SO}_4)$

จากสมการเนินสต์
$$E = E^0 + \frac{0.0592}{1} \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

$$E = 0.68 + \frac{0.0592}{1} \log \frac{(1.00 \times 10^{-2})}{(1.00 \times 10^{-1})}$$

$$E = 0.62 \text{ V}$$

ตัวอย่าง 5.10 จงคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของขั้วไฟฟ้า Pt ซึ่งจุ่มอยู่ในสารละลาย Sn^{4+} 0.100 mol/L และ Sn^{2+} 0.0100 mol/L

วิธีคิด ครึ่งปฏิกิริยาคือ $\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$ $E^0 = 0.141 \text{ V}$

จากสมการเนินสต์
$$E = E^0_{\text{cell}} + \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Sn}^{4+}]}{[\text{Sn}^{2+}]}$$

$$E = 0.141 + \frac{0.0592}{2} \log \frac{(1.00 \times 10^{-1})}{(1.00 \times 10^{-2})}$$

$$E = 0.171 \text{ V}$$

ตัวอย่าง 5.11 จงคำนวณศักย์ไฟฟ้าของขั้วไฟฟ้า Pt ซึ่งจุ่มอยู่ในสารละลายที่มี $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ 0.100 mol/L Cr^{3+} 0.100 mol/L และ H^+ เท่ากับ (ก) 1.00 mol/L และ (ข) 0.00100 mol/L

วิธีคิด ครึ่งปฏิกิริยา คือ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}$ $E^0 = 1.36 \text{ V}$

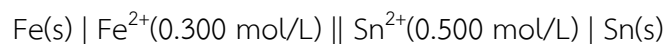
$$\begin{aligned} \text{(ก)} \quad E &= E^0 + \frac{0.0592}{6} \log \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}][\text{H}^+]^{14}}{[\text{Cr}^{3+}]^2} \\ &= 1.36 + \frac{0.0592}{6} \log \frac{(0.100)(1.00)^{14}}{(0.100)^2} \\ &= 1.51 \text{ V} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{(ข)} \quad E &= E^0 + \frac{0.0592}{6} \log \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}][\text{H}^+]^{14}}{[\text{Cr}^{3+}]^2} \\ &= 1.36 + \frac{0.0592}{6} \log \frac{(0.100)(1.00 \times 10^{-3})^{14}}{(0.100)^2} \\ &= 0.95 \text{ V} \end{aligned}$$

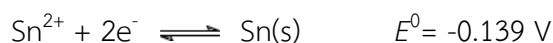
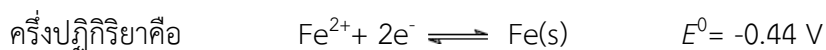
2) ค่าความศักย์ไฟฟ้าของเซลล์เคมีไฟฟ้า

การคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ไฟฟ้าที่มีสารละลายความเข้มข้นแตกต่างกันทำได้โดยอาศัยสมการเนิร์นสต์ ดังตัวอย่างต่อไปนี้

ตัวอย่าง 5.12 จงคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ ที่ 25°C



วิธีคิด จากแผนภาพเซลล์ไฟฟ้า เขียนปฏิกิริยารีดอกซ์ได้ดังนี้



เนื่องจากความเข้มข้นของสารละลายไม่เป็น 1.0 mol/L

วิธีที่ 1 หาศักย์ไฟฟ้าแยกแต่ละครึ่งปฏิกิริยา ได้ดังนี้

$$\begin{aligned} \text{ศักย์ไฟฟ้าที่ขั้วแอโนด} \quad E_{\text{Fe}} &= E^0 + \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe(s)}]} \quad 1 \\ &= -0.44 + \frac{0.0592}{2} \log 0.300 \\ &= -0.46 \text{ V} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{ศักย์ไฟฟ้าที่ขั้วแคโทด} \quad E_{\text{Sn}} &= E^0 + \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Sn(s)}]} \quad 1 \\ &= -0.139 + \frac{0.0592}{2} \log 0.500 \\ &= -0.148 \text{ V} \end{aligned}$$

ความต่างศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ไฟฟ้านี้

$$\begin{aligned}
 E_{\text{cell}} &= E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}} \\
 &= -0.148 - (-0.46) \\
 &= 0.31 \text{ V}
 \end{aligned}$$

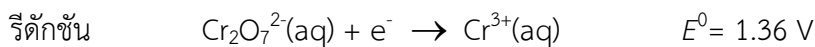
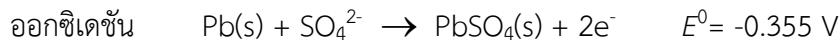
วิธีที่ 2 หาค่าศักย์ไฟฟ้าจากสมการรวม ได้ดังนี้

$$\begin{aligned}
 \text{Fe(s)} + \text{Sn}^{2+} &\rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{Sn(s)} \\
 E_{\text{cell}} &= E^0_{\text{cell}} + \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} \\
 &= (E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}}) + \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} \\
 &= (-0.139 - (-0.44)) + \frac{0.0592}{2} \log \frac{(0.500)}{(0.300)} \\
 &= 0.31 \text{ V}
 \end{aligned}$$

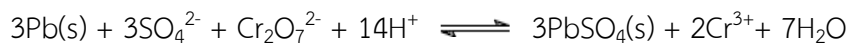
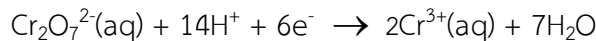
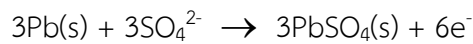
ตัวอย่าง 5.13 จงคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ ที่ 25°C

$\text{Pb(s)} \mid \text{PbSO}_4(\text{s}), \text{Na}_2\text{SO}_4(0.100 \text{ M}) \parallel \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(0.100 \text{ M}), \text{Cr}^{3+}(0.100 \text{ M}), \text{H}^+(0.0100 \text{ M}) \mid \text{Pt(s)}$

วิธีคิด จากแผนภาพเซลล์ไฟฟ้า เขียนครึ่งปฏิกิริยาได้ดังนี้



ดุลสมการรีดออกซ์



คำนวณศักย์ไฟฟ้าจากสมการรวมโดยใช้สมการเนินสต์

$$\begin{aligned}
 E_{\text{cell}} &= E^0_{\text{cell}} + \frac{0.0592}{6} \log \frac{[\text{SO}_4^{2-}]^3 [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] [\text{H}^+]^{14}}{[\text{Cr}^{3+}]^2} \\
 &= (E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}}) + \frac{0.0592}{6} \log \frac{[\text{SO}_4^{2-}]^3 [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] [\text{H}^+]^{14}}{[\text{Cr}^{3+}]^2} \\
 &= (1.36 - (-0.355)) + \frac{0.0592}{6} \log \frac{(0.100)^3 (0.100) (0.0100)^{14}}{(0.100)^2} \\
 &= 1.44 \text{ V}
 \end{aligned}$$

สรุปท้ายบทเรียน

ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์เป็นแรงเคลื่อนไฟฟ้าที่เกิดขึ้นในเซลล์กัลวานิกอันเนื่องมาจากการถ่ายโอนอิเล็กตรอนระหว่างครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ที่วัดได้จะเป็นค่าความต่างศักย์ของขั้วไฟฟ้าทั้งสองเซลล์ โดยถ้าวัดแรงเคลื่อนไฟฟ้าที่เป็นบวกเป็นค่าที่บ่งบอกถึงขั้วไฟฟ้านั้น สามารถ

เรียบเรียงโดย ผศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ

ลิขสิทธิ์ ©2022 โดยมหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

woravith.c@rmutp.ac.th

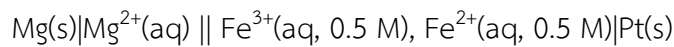
เกิดปฏิกิริยาเคมีแล้วอิเล็กตรอนเคลื่อนที่ไปยังวงจรรภายนอก ปฏิกิริยาเคมีภายในเซลล์เกิดขึ้นได้เอง โดยอิเล็กตรอนเคลื่อนที่จากแอโนดไปยังแคโทด แต่ถ้าตรงกันข้าม ค่าแรงเคลื่อนไฟฟ้าที่เป็นลบ ปฏิกิริยาเคมีภายในเซลล์เกิดขึ้นได้เองไม่ได้ การวัดศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ทำได้โดยเทียบศักย์ไฟฟ้าของ ขั้วไฟฟ้ากับขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐาน เรียกว่า ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์ โดยกำหนดเป็น ค่าที่แสดงความสามารถในการรับอิเล็กตรอนของครึ่งเซลล์ จึงเรียกว่า ค่าศักย์ไฟฟ้ารีดักชันมาตรฐาน เป็นค่าที่แสดงความสามารถในการรับอิเล็กตรอนของครึ่งเซลล์ โดยเทียบกับขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจน มาตรฐาน โดยค่าศักย์ไฟฟ้ารีดักชันมาตรฐานสารใด ๆ ที่มีค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์มาก แสดงว่าสารนั้นสามารถรับอิเล็กตรอนได้ดีกว่า H^+ หรือความสามารถในการเป็นตัวออกซิไดส์ยิ่งดีขึ้น ส่วนสารใด ๆ ที่มีค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์ต่ำ แสดงว่าสารนั้นยิ่งให้อิเล็กตรอนได้ดี หรือ ความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์ที่ดีกว่า H^+ ในการคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าที่จุ่มขั้วไฟฟ้าที่ไม่เป็น สภาวะมาตรฐานทำได้โดยอาศัยสมการเนินสต์

กิจกรรม

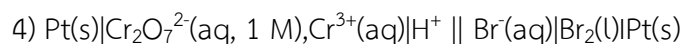
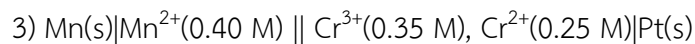
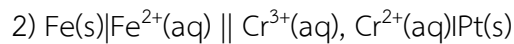
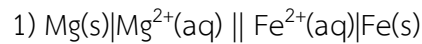
ขั้นตอน	วิธีการ
แนะนำโจทย์ปัญหา (P)	แจกใบกิจกรรม 5.2
ไตร่ตรองทางแก้ไขเฉพาะตน (E)	แต่ละคนบอกวิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา (10 นาที)
ระดมสมองโดยกลุ่ม (T)	ให้รวมกลุ่ม มอบหมายโจทย์ให้แต่ละกลุ่มระดมสมองแก้ไขโดยวิธีการร่วมแสดงความคิดเห็น (10 นาที)
สื่อสารทางออก (C)	ให้แต่ละกลุ่มนำเสนอ วิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา 1) หลักการสำคัญหรือหลักพื้นฐานที่ถูกต้อง 2) วิธีการคำนวณค่าที่ถูกต้อง 3) วิธีอธิบายเชิงพฤติกรรม (วิธีปฏิบัติ) ที่ถูกต้อง โดยให้กลุ่มอื่น ๆ รับฟัง และซักถามในข้อที่สงสัย (10 นาที)
ถอดรหัสปรับใช้ (D)	ผู้สอนสรุป อภิปรายสรุป ความถูกต้องและความผิดพลาด โดยเพิ่มเติมประเด็นที่เกี่ยวข้องให้สมบูรณ์

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

1. จงวาดภาพแสดงส่วนประกอบของเซลล์กัลวานิกที่เกิดปฏิกิริยาดังสมการ และคำนวณหาค่า ศักย์ไฟฟ้าที่สภาวะมาตรฐาน



2. จากแผนภาพเซลล์เคมีไฟฟ้าต่อไปนี้ จงเขียนปฏิกิริยารีดอกซ์และคำนวณค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์เคมีไฟฟ้า



3. จากปฏิกิริยารีดอกซ์ต่อไปนี้ ปฏิกิริยาเกิดขึ้นเองได้หรือไม่ที่สภาวะมาตรฐาน

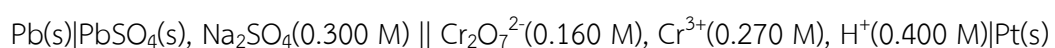


4. จงคำนวณศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ที่ประกอบด้วยครึ่งเซลล์ $\text{Al(s)}|\text{Al}^{3+}$ กับ $\text{Pb(s)}|\text{Pb}^{2+}$ ที่อุณหภูมิ 25°C เมื่อความเข้มข้นของสารละลาย Al^{3+} เท่ากับ 0.00300 mol/L และสารละลาย Pb^{2+} เท่ากับ 0.0250 mol/L

5. จงคำนวณศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ที่ประกอบด้วยครึ่งเซลล์ $\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}^{4+}$ กับ $\text{Ti}^{2+}|\text{Ti}^{3+}$ ที่อุณหภูมิ 25°C เมื่อความเข้มข้นของสารละลายเป็นดังนี้ $\text{Sn}^{2+}=1.90 \text{ mol/L}$, $\text{Sn}^{4+}=0.200 \text{ mol/L}$, $\text{Ti}^{2+}=0.0080 \text{ mol/L}$ และ $\text{Ti}^{3+}=2.80 \text{ mol/L}$

6. จากปฏิกิริยารีดอกซ์ $\text{NiO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{Ag(s)} \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{aq}) + 2\text{Ag}^+(\text{aq})$ มีค่า E_{cell}^0 เท่ากับ 2.48 V จงคำนวณ E_{cell} เมื่อสารละลายมี pH เป็น 6.00 และความเข้มข้นของ Ni^{2+} และ Ag^+ เป็น 0.100 mol/L

7. จงคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ ที่ 25°C



เอกสารอ้างอิง

- วรวิทย์ จันทรสุวรรณ. (2565). *เคมีวิเคราะห์: หลักการและเทคนิคการคำนวณเชิงปริมาณ* (พิมพ์ครั้งที่ 2). สำนักพิมพ์จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
- Averil, B. A. (2012). *Principles of General Chemistry*. (Online ed.).
<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
- Brown, T.L., LeMay, H.E., Bursten, B.E., Murphy, C.J., Woodward, P.M. & Stoltzfus, M.W. (2017). *Chemistry: The Central Science* (14th ed.). Pearson Education, Inc.
- Chandler, D. (2017, April 24). *How to Find an Oxidation Number*. Sciencing.
<https://sciencing.com/oxidation-number-5985331.html>
- Christian, G.D., Dasgupta, P.K., & Schug, K.A. (2014). *Analytical Chemistry* (7th ed.). John Wiley & Sons.
- Dios, A.C. (n.d.). *Introduction to Electrochemistry*.
<https://bouman.chem.georgetown.edu/S02/lect25/lect25.htm>
- Ebbing, D.D., & Gammon, S.D. (2017). *General Chemistry* (11th ed.). Cengage Learning.
- Harris, D.C., & Lucy, C.A. (2020). *Quantitative Chemical Analysis* (10th ed.). W.H. Freeman and Company.
- Harvey, D. (2019). *Analytical Chemistry 2.1*. <https://chem.libretexts.org/>
- Helmenstine, A.M. (2019, September 22). *How to Balance Redox Reactions*. ThoughtCo. <https://www.thoughtco.com/balance-redox-reactions-607569>
- Karen, P., McArdle, P., & Takats, J. (2016). Comprehensive definition of oxidation state (IUPAC Recommendations 2016). *Pure and Applied Chemistry*, 88(8), 831-839.
<https://doi.org/10.1515/pac-2015-1204>
- Loock, H.P. (2011). Expanded Definition of the Oxidation State. *Journal of Chemistry Education*, 88(3),282-283. <https://doi.org/10.1021/ed1005213>
- Nernst Equation*. (n.d.). ChemTalk. <https://chemistrytalk.org/nernst-equation>
- Overby, J. & Chang, R., (2022). *Chemistry* (14th ed.). McGraw-Hill.
- Petrucci, R.H., Geoffrey H.F., Madura, J.D. & Bissonnette, C. (2016). *General Chemistry: Principles and Modern Applications* (11th ed.). Pearson.
- Silberberg, M.S. (2013). *Principle of General Chemistry* (3rd ed.). McGraw-Hill Publishing Company.
- Silberberg, M.S. & Amateis, P.G. (2021). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change* (9th ed.). McGraw-Hill Publishing Company.

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 12

หน่วยที่ 5 เคมีไฟฟ้า

บทเรียนที่ 5.3 เคมีไฟฟ้าในชีวิตประจำวัน

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจเกี่ยวกับการประยุกต์เคมีไฟฟ้าในชีวิตประจำวัน

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายการประยุกต์ใช้เซลล์กัลวานิก
2. อธิบายการประยุกต์ใช้เซลล์อิเล็กโทรไลต์
3. อธิบายการผุกร่อนและการป้องกันการผุกร่อน

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย และอภิปราย
2. กิจกรรมกลุ่มในชั้นเรียน (Work@class)

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

1. เอกสารสอน วิชาเคมี 2
2. เอกสาร powerpoint
3. https://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=11425
4. <https://www.facebook.com/chemographics>
5. <https://www.slideshare.net/woravith>

การวัดผล

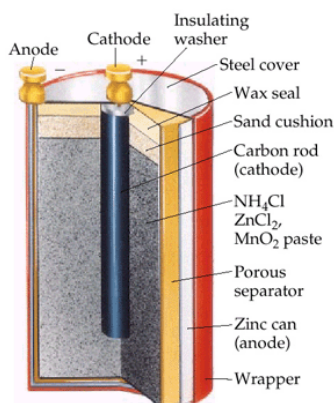
1. ประเมินจากกิจกรรมในชั้นเรียน
2. ประเมินจากกิจกรรมแบบฝึกหัด หรืองานที่มอบหมาย
3. ประเมินจากการสรุปประเด็นสำคัญ หรือการนำเสนอผลของการสืบค้นที่ได้รับมอบหมาย
4. ประเมินจากการสอบย่อยรายหน่วยเรียน

บทเรียนที่ 5.3 เคมีไฟฟ้าในชีวิตประจำวัน

5.3.1 การประยุกต์ใช้เซลล์กัลวานิก

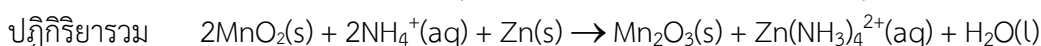
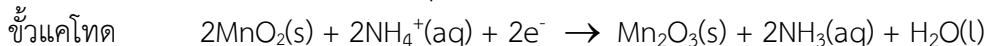
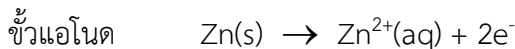
1) ถ่านไฟฉายชนิดสังกะสีคาร์บอน

ลักษณะภายในของถ่านไฟฉายประกอบด้วยแท่งแกรไฟต์ซึ่งอยู่ใจกลางทำหน้าที่เป็นขั้วแคโทด สังกะสีเป็นขั้วแอโนด ภายในประกอบด้วย NH_4Cl , ZnCl_2 , MnO_2 และแป้งเปียก (starch) เป็นอิเล็กโทรไลต์ ดังภาพที่ 5.12



ภาพที่ 5.12 ถ่านไฟฉายชนิดสังกะสีคาร์บอน

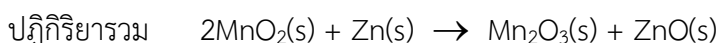
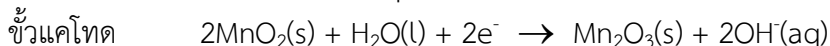
ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเป็นดังนี้



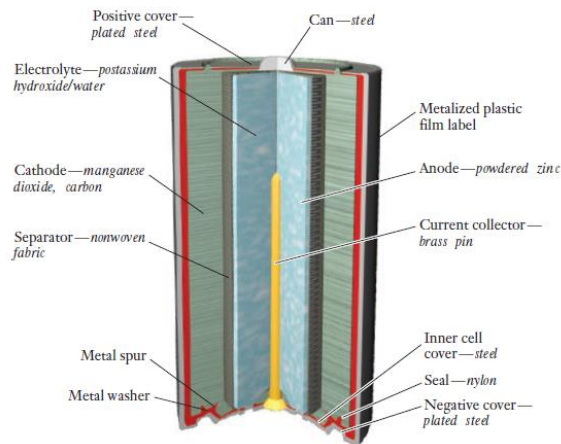
หลังจากจ่ายกระแสไฟฟ้าจะมี NH_3 เกิดขึ้นจากปฏิกิริยาและทำปฏิกิริยากับ Zn^{2+} เป็นสารประกอบเชิงซ้อน $\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ และ $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$ ซึ่งมีข้อดีคือทำให้ Zn^{2+} ในเซลล์เปลี่ยนแปลงความเข้มข้นน้อยมากจนเกือบคงที่ ทำให้แรงเคลื่อนไฟฟ้าที่ได้จากเซลล์นี้ (ประมาณ 1.5 V) ค่อนข้างคงที่

2) ถ่านไฟฉายแอลคาไล

ถ่านไฟฉายชนิดนี้ใช้สังกะสีเป็นขั้วแอโนด และแมงกานีสไดออกไซด์เป็นแคโทด นอกจากนี้ยังผสมเบส เช่น KOH เพิ่มเข้าไปเป็นสารอิเล็กโทรไลต์ ดังนั้น จึงเรียกถ่านไฟฉายชนิดนี้ว่า ถ่านไฟฉายแอลคาไล ดังภาพที่ 5.13 ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเป็นดังนี้



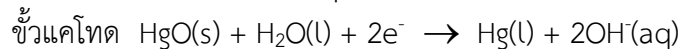
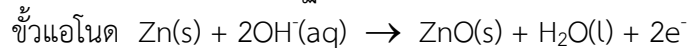
แรงเคลื่อนไฟฟ้าที่ได้จากถ่านไฟฉายชนิดนี้มีค่าคงที่ประมาณ 1.5 V และให้กระแสไฟฟ้าที่มากกว่าและยาวนานกว่าถ่านไฟฉายชนิดสังกะสีคาร์บอน เพราะที่ขั้วแคโทดเกิด OH^- ซึ่งสามารถนำกลับมาทำปฏิกิริยาใหม่ที่ขั้วแอโนด



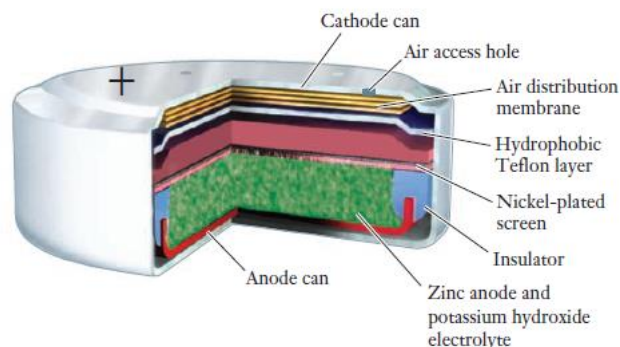
ภาพที่ 5.13 เซลล์ถ่านไฟฉายแอลคาไล. จาก *Chemistry for Engineering Students* (p. 454), by L.S. Brown & T.A. Holme, 2018, Thomson Brook Cole.

3) ถ่านกระดุม

เซลล์เคมีไฟฟ้าชนิดนี้มีขนาดเล็ก ให้แรงเคลื่อนไฟฟ้าออกมาประมาณ 1.35 V ใช้เป็นแหล่งพลังงานสำหรับอุปกรณ์อิเล็กทรอนิกส์ขนาดเล็ก ขั้วแอโนดทำจากโลหะสังกะสี ส่วนขั้ว แคโทดทำจากเมอร์คิวไรออกไซด์ (HgO) นอกจากนี้ยังผสมสารละลายเบสและสังกะสีออกไซด์ (ZnO) สำหรับเป็นสารอิเล็กโทรไลต์ ดังภาพที่ 5.14 ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเป็นดังนี้



ถ่านกระดุมอีกชนิดหนึ่งที่ให้แรงเคลื่อนไฟฟ้าสูงกว่า (ประมาณ 1.8 V) และมีราคาสูงกว่า ทำมาจากซิลเวอร์ออกไซด์ (Ag₂O) ซึ่งใช้เป็นขั้วแคโทด ส่วนขั้วแอโนดยังคงเป็นสังกะสีเช่นเดิม



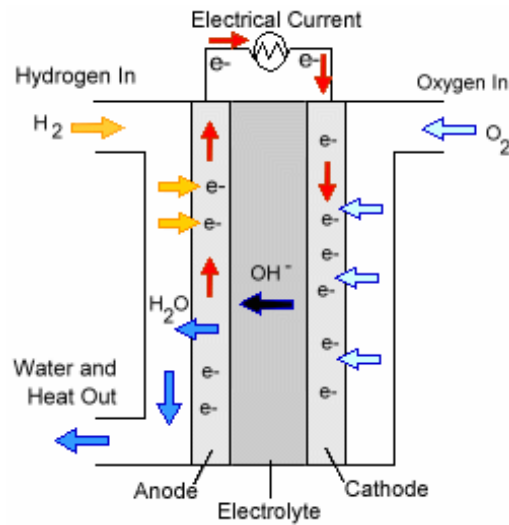
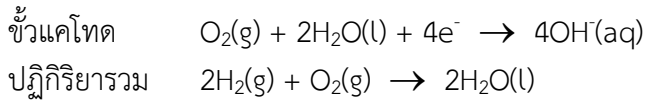
ภาพที่ 5.14 เซลล์ถ่านกระดุม. จาก *Chemistry for Engineering Students* (p. 455), by L.S. Brown & T.A. Holme, 2018, Thomson Brook Cole.

4) เซลล์เชื้อเพลิง

เซลล์เชื้อเพลิงใช้แก๊ส H₂ และ O₂ เป็นสารตั้งต้นในการทำปฏิกิริยา โดยให้แก๊สทั้งสองเข้าไปทำปฏิกิริยาอย่างต่อเนื่อง (H₂ เข้าทางด้านแอโนด ส่วน O₂ เข้าทางด้านแคโทด) ขั้วไฟฟ้าทำจากคาร์บอนที่มีความพรุนผสมโลหะนิกเกิล และใช้ KOH เป็นสารละลายอิเล็กโทรไลต์ (ภาพที่ 5.15) ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเป็นดังนี้



เรียบเรียงโดย ผศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ

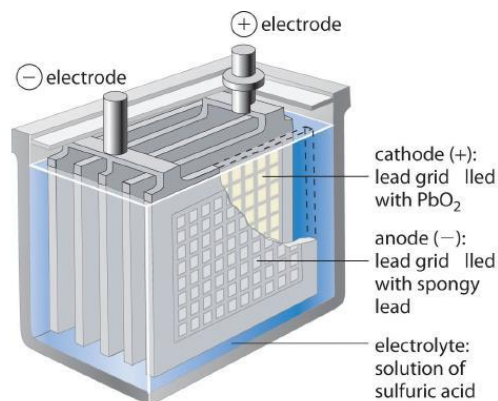


ภาพที่ 5.15 เซลล์เชื้อเพลิง

เนื่องจากปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเป็นปฏิกิริยาคายความร้อน ดังนั้น ผลของปฏิกิริยาจึงได้นำบริสุทธิ์ พลังงานความร้อน และพลังงานไฟฟ้า (1.23 V) ออกมาในคราวเดียวกัน ทำให้เซลล์ไฟฟ้าชนิดนี้ถูก ติดตั้งบนยานอวกาศ นอกจากนี้ในปัจจุบันยังมีผู้คิดค้นรถยนต์พลังงานเซลล์เชื้อเพลิง (hydrogen fuel cell electric car) สำหรับเป็นพลังงานทางเลือกที่สะอาดและปราศจากมลพิษ

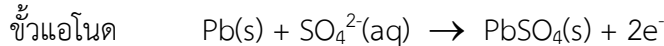
5) แบตเตอรี่รถยนต์

แบตเตอรี่ที่ใช้ในรถยนต์ส่วนใหญ่เป็นเซลล์สะสมไฟฟ้าแบบตะกั่วประกอบด้วยเซลล์ กัลวานิกหลายเซลล์ ซึ่งโดยปกติจะมี 6 เซลล์ต่ออนุกรมกัน แต่ละเซลล์มีค่าศักย์ไฟฟ้าประมาณ 2 V ทำให้ได้แบตเตอรี่ขนาด 12 V ภายในแบตเตอรี่ประกอบด้วยแผ่นตะกั่ว (Pb) ทำหน้าที่เป็นขั้วแอโนด และ แผ่นตะกั่วออกไซด์ (PbO₂) ทำหน้าที่เป็นขั้วแคโทดวางสลับกันแบบอนุกรม สารอิเล็กโทรไลต์ร้อยละ 37 เป็นสารละลายกรดซัลฟิวริก ดังแสดงในภาพที่ 5.16



ภาพที่ 5.16 แบตเตอรี่สะสมไฟฟ้าแบบตะกั่ว

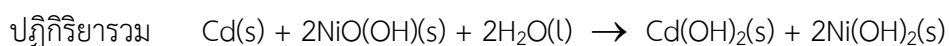
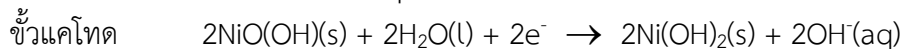
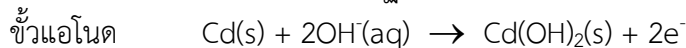
ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเป็นชนิดผันกลับได้ดังนี้



จะเห็นว่าปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นให้ PbSO_4 ทั้งที่แคโทดและแอโนด ขณะจ่ายไฟนี้มีการใช้กรดซัลฟิวริกทำให้ความเข้มข้นของกรดลดลงเรื่อย ๆ จึงต้องมีการตรวจเช็คสภาพแบตเตอรี่ด้วยการวัดความหนาแน่นของกรดซัลฟิวริกโดยใช้เครื่องมือไฮโดรมิเตอร์ วัดความถ่วงจำเพาะของกรด ซึ่งควรจะมีค่าประมาณ 1.25-1.30 หลังจากจ่ายไฟฟ้าให้กับเครื่องยนต์และเครื่องยนต์ทำงานแล้วจะเกิดการรีชาร์จโดยเจนเนอเรเตอร์ (generator) จ่ายพลังงานไฟฟ้ากระแสตรงเพื่อให้เกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ ทำให้ PbSO_4 และ H_2O เกิดปฏิกิริยาให้ Pb(s) , PbO_2 และ H_2SO_4 กลับคืนมา นอกจากนี้จะต้องเติมน้ำกลั่นให้กับแบตเตอรี่เป็นครั้งคราวเพราะน้ำสามารถระเหยออกจากตัวแบตเตอรี่ได้

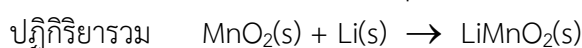
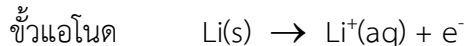
6) ถ่านชาร์จ

ถ่านไฟฉายที่ประจุไฟใหม่ได้หรือเรียกว่า ถ่านชาร์จ (rechargeable battery) ประกอบด้วยโลหะแคดเมียมเป็นขั้วแอโนด และสารประกอบนิกเกิล ($\text{NiO}(\text{OH})$) บนโลหะนิกเกิล เป็นขั้วแคโทด มี KOH เป็นสารอิเล็กโทรไลต์ ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเป็นชนิดผันกลับได้ดังนี้



จะสังเกตเห็นว่าสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ในปฏิกิริยาเป็นของแข็งทั้งหมด ดังนั้นความเข้มข้นจะคงที่และให้ศักย์ไฟฟ้าคงที่ประมาณ 1.4 V แบตเตอรี่ชนิดนี้มีข้อดีคือจ่ายไฟฟ้าได้นาน และยังสามารถประจุไฟใหม่เมื่อประจุไฟหมด แต่มีข้อเสียคือการกำจัดเซลล์ไฟฟ้าเมื่อเสื่อมสภาพ เพราะมีโลหะแคดเมียม ซึ่งเป็นโลหะมีพิษ จึงต้องใช้วิธีการเฉพาะในการกำจัด

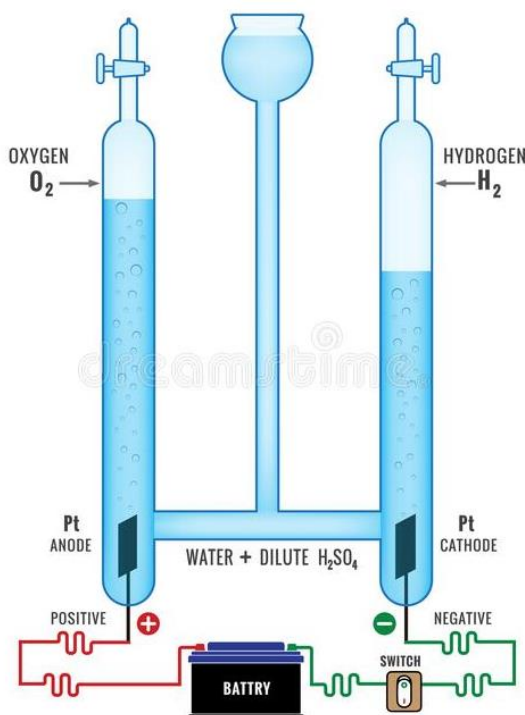
ถ่านชาร์จอีกชนิดหนึ่งที่ใช้โลหะลิเทียมเป็นขั้วแอโนด และใช้แมงกานีสไดออกไซด์เป็นขั้วแคโทด สารอิเล็กโทรไลต์ ได้แก่ LiClO_4 ในตัวทำละลายอินทรีย์ ให้ศักย์ไฟฟ้าคงที่ประมาณ 3 V ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเป็นดังนี้



5.3.2 การประยุกต์ใช้เซลล์อิเล็กโทรไลต์

1) การแยกสลายน้ำด้วยไฟฟ้า

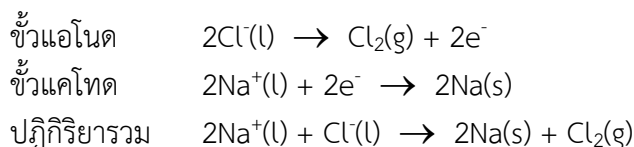
การแยกสลายน้ำด้วยไฟฟ้า หรือกระบวนการอิเล็กโทรไลซิส (electrolysis) เป็นกระบวนการแยกสารอิเล็กโทรไลต์โดยการผ่านไฟฟ้ากระแสตรงลงในสารละลายอิเล็กโทรไลต์ แล้วทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมีเกิดขึ้นที่ขั้วบวกและขั้วลบของเซลล์อิเล็กโทรไลต์นั้น (ภาพที่ 5.17)



ภาพที่ 5.17 กระบวนการอิเล็กโทรไลซิส

จากภาพที่ 5.17 ขั้วไฟฟ้าที่ใช้ในการจ่ายกระแสไฟฟ้าให้แก่สารละลายกรดซัลฟิวริกเจือจาง อาจใช้แกรไฟต์หรือโลหะ Pt, Ag, Au (โลหะที่ไม่ชอบเสียอิเล็กตรอน) ที่แอโนดซึ่งต่อกับขั้วบวกของ แบตเตอรี่จะเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน ส่วนที่แคโทดซึ่งต่อกับขั้วลบของแบตเตอรี่จะเกิดปฏิกิริยารีดักชัน ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ น้ำจะแยกสลายเป็นแก๊ส H_2 และแก๊ส O_2 เรียกว่า กระบวนการอิเล็กโทรไลซิส

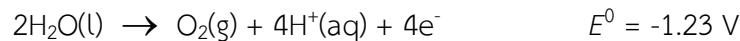
กระบวนการอิเล็กโทรไลซิสใช้เป็นกระบวนการสังเคราะห์โลหะที่มีความบริสุทธิ์สูงจากเกลือ หลอมเหลวที่มีองค์ประกอบของโลหะชนิดนั้น เมื่อทำการอิเล็กโทรไลซิสเกลือแกง (NaCl) โซเดียม ไอออน (Na^+) จะเคลื่อนที่เข้าหาขั้วแคโทดและรับอิเล็กตรอน เปลี่ยนเป็นอะตอมของโลหะโซเดียม (Na) และสะสมพอกพูนอยู่ที่ขั้วนั้น และเกิดแก๊สคลอรีน (Cl_2) ซึ่งเป็นผลพลอยได้ที่ขั้วแอโนด ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น คือ



นอกจากนี้ยังสามารถประยุกต์ใช้กระบวนการดังกล่าวกับเกลือหลอมเหลวชนิดอื่น ๆ เช่น MgCl_2 , ZnO และสินแร่ในธรรมชาติอื่น ๆ เพื่อผลิตโลหะที่มีความบริสุทธิ์สูง >99.99% แต่กระบวนการดังกล่าวมีข้อเสียคือสิ้นเปลืองพลังงานเพราะต้องใช้พลังงานความร้อนสูงมากในการที่จะทำให้เกลือ ไอออน (ionic salt) หลอมเหลว

กระบวนการอิเล็กโทรไลซิสที่เกิดขึ้นในสารละลายที่มีน้ำเป็นตัวทำละลาย จะต้องพิจารณาน้ำที่ อาจจะให้หรือรับอิเล็กตรอนแข่งขันกับไอออนที่มีอยู่ในสารละลาย เช่น กระบวนการอิเล็กโทรไลซิส สารละลาย NaCl เจือจาง (<1 mol/L) ต้องพิจารณาดังนี้

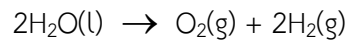
ขั้วแอโนด ปฏิกิริยาออกซิเดชันที่อาจจะเกิดขึ้น ได้แก่



ขั้วแคโทด ปฏิกิริยารีดักชันที่อาจจะเกิดขึ้น ได้แก่



ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นที่ขั้วแอโนดคือน้ำให้อิเล็กตรอน เพราะมีค่า E^0 สูงกว่าของ Cl^- ส่วนปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นที่ขั้วแคโทดคือน้ำรับอิเล็กตรอน เพราะมีค่า E^0 สูงกว่าของ Na^+ ปฏิกิริยารวมที่เกิดขึ้นจึงได้



$$\text{ดังนั้น } E^0_{\text{cell}} = E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}} = -0.83 - (-1.23) = 2.06 \text{ V}$$

ค่าศักย์ไฟฟ้าของแบตเตอรี่ที่จะทำให้ปฏิกิริยานี้เกิดขึ้นได้ คือจะต้องมีค่ามากกว่าหรือเท่ากับ 2.06 V

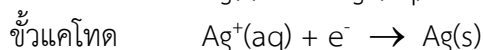
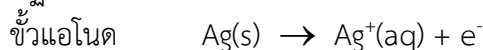
2) การชุบโลหะด้วยไฟฟ้า

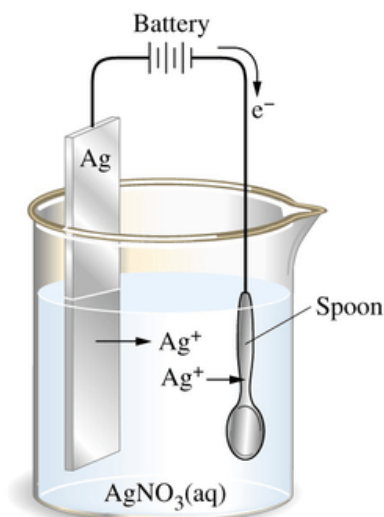
การชุบโลหะด้วยไฟฟ้า (electroplating) คือการเคลือบผิววัสดุด้วยชั้นบาง ๆ ของโลหะด้วยการใช้ไฟฟ้า การชุบโลหะด้วยไฟฟ้าจึงเป็นหนึ่งในหลาย ๆ วิธีในการตกแต่งผิวหรือกระบวนการทำผิวสำเร็จ (surface finishing) ที่นิยมใช้กันมาก โดยโลหะที่ใช้เคลือบส่วนใหญ่จะเป็นโลหะทอง เงิน โครเมียม ทองแดง นิกเกิล ดีบุก สังกะสี และโรเดียม เป็นต้น การชุบโลหะด้วยไฟฟ้าเป็นกระบวนการของการเกิดปฏิกิริยาทางเคมีที่อาศัยการไหลของกระแสไฟฟ้าระหว่างขั้วไฟฟ้าสองขั้ว โดยผ่านสารละลายซึ่งมีส่วนผสมของเกลือของโลหะที่ต้องการเคลือบ ซึ่งปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นที่ขั้วบวกจะเป็นปฏิกิริยาออกซิเดชัน

การชุบโลหะด้วยไฟฟ้าจะทำในถังบรรจุสารละลายที่มีเกลือของโลหะสำหรับเคลือบกับวัสดุที่ถูกเคลือบ โดยโลหะจะถูกทำให้ละลายอยู่ในรูปของไอออน ไอออนที่ว่านี้เป็นอะตอมของโลหะซึ่งสูญเสียอิเล็กตรอนตั้งแต่ 1 ตัวขึ้นไปและมีประจุทางไฟฟ้า ซึ่งมองไม่เห็นด้วยตาเปล่า แต่สิ่งที่สังเกตได้คือสารละลายจะปรากฏสี เช่น สารละลายนิกเกิลจะมีสีเขียวมรกต และเมื่อโลหะเคลือบบนวัสดุจะปรากฏเป็นสีเงินหรือสีเทา เมื่อเกิดประจุทางไฟฟ้าซึ่งเป็นอะตอมของโลหะที่ละลายออกมาอยู่ในรูปของประจุบวกเนื่องจากการสูญเสียอิเล็กตรอน และวัสดุที่ถูกเคลือบถูกทำให้เป็นประจุลบจะดึงดูดประจุบวกให้วิ่งเข้ามาและรวมตัวกันกลายเป็นอะตอมของโลหะใหม่อีกครั้งแล้วตกเคลือบบนผิวของวัสดุ

ตัวอย่างการชุบโลหะด้วยไฟฟ้าของซ็อนด้วยเงิน ดังภาพที่ 5.18 ในที่นี้ซ็อนจะต่อกับขั้วลบของแบตเตอรี่ (แคโทด) จุ่มอยู่ในสารละลายซิลเวอร์ไนเตรต ขั้วบวกของแบตเตอรี่จะต่อกับขั้วซิลเวอร์ (แอโนด) ซึ่งจุ่มอยู่ในสารละลายเดียวกัน ที่ขั้วแอโนดจะเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน ไอออน Ag^+ จะละลายออกมาและจะถูกดึงมาหาซ็อนที่เป็นขั้วลบ เมื่อรวมกับอิเล็กตรอนจะกลายเป็นโลหะเงินใหม่เคลือบบาง ๆ ทั่วทั้งผิวของซ็อน แบตเตอรี่จึงเป็นตัวการสำคัญที่ทำให้กระบวนการทั้งหมดเกิดขึ้น และยังป้องกันไม่ให้เงินที่กลายเป็นผิวเคลือบเกิดการละลายกลับมาอีกครั้ง

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น





ภาพที่ 5.18 การชุบโลหะเงินด้วยไฟฟ้า

ขั้นตอนการชุบโลหะด้วยไฟฟ้าแบบพื้นฐาน มีดังนี้

- 1) การทำความสะอาดพื้นผิวของวัสดุ จะเป็นการกำจัดสิ่งสกปรกหรือวัสดุตกค้างออกไปจากผิวโลหะ และเป็นขั้นตอนการเตรียมผิวโลหะสำหรับการชุบต่อไป
- 2) สารละลายที่ต้องการใช้ชุบโลหะลงในบีกเกอร์
- 3) นำบีกเกอร์ที่บรรจุสารละลายวางลงบนชุดชุบโลหะ จากนั้นนำชิ้นงานที่ต้องการชุบจุ่มลงในบีกเกอร์ และต่อชิ้นงานเข้ากับขั้วลบ (แอโนด) และต่อแท่งโลหะเข้ากับขั้วบวก (แคโทด)
3. ปรับความหนาแน่นของกระแสไฟฟ้า โดยความหนาแน่นของกระแสที่ปรับจะเป็นหน่วยต่อพื้นที่ของชิ้นงานที่ต้องการชุบ (mA/cm^2)

ตารางที่ 5.7 ชนิดโลหะที่ใช้เคลือบกับสารละลายที่เหมาะสมในการชุบไฟฟ้า

โลหะเคลือบ	ชนิดสารละลาย
โครเมียม	กรดโครมิก กับกรดซัลฟิวริก
นิกเกิล	นิกเกิลซัลเฟต กับกรดบอริกและนิกเกิลคลอไรด์
สังกะสี	สังกะสีซัลเฟต กับกรดบอริก สังกะสีไฮยาไนด์ กับโซเดียมไฮยาไนด์ในสารละลายที่มีฤทธิ์เป็นด่าง สังกะสีคลอไรด์ กับกรดไฮโดรคลอริก
ทองแดง	ทองแดงซัลเฟตในสารละลายกรดซัลฟิวริกเจือจาง ทองแดงซัลเฟตกับโซเดียมไฮยาไนด์ในสารละลายที่มีฤทธิ์เป็นด่าง ทองแดงไฮยาไนด์กับโซเดียมไฮยาไนด์ในสารละลายที่มีฤทธิ์เป็นด่าง
เงิน	ซิลเวอร์ไฮยาไนด์ในสารละลายที่มีฤทธิ์เป็นด่าง ซิลเวอร์ไฮยาไนด์กับโพแทสเซียมในสารละลายที่มีฤทธิ์เป็นด่าง

ตารางที่ 5.8 ตัวอย่างของโลหะที่ใช้เคลือบชิ้นงานด้วยวิธีการชุบไฟฟ้า

โลหะที่ใช้เคลือบผิวชิ้นงาน	กลุ่มโลหะที่ใช้ทำชิ้นงาน	วัสดุโลหะชิ้นงาน
ทองแดง	โลหะกลุ่มเหล็ก โลหะนอกกลุ่มเหล็ก พลาสติกบางชนิด	เหล็กกล้า สังกะสี พลาสติกทนความร้อน พลาสติกโพลีโพรพิลีน
โลหะทองแดงผสม - ทองสัมฤทธิ์ (ทองแดง-ดีบุก) - ทองเหลือง	กลุ่มเหล็ก โลหะนอกกลุ่มเหล็ก	เหล็ก เหล็กกล้า ทองแดง สังกะสีอะลูมิเนียม
ทองแดง-สังกะสี นิกเกิล	พลาสติกบางชนิด โลหะกลุ่มเหล็ก โลหะนอกกลุ่มเหล็ก พลาสติกบางชนิด	พลาสติกทนความร้อน เหล็ก ทองแดง พลาสติกทนความร้อน พลาสติกโพลีโพรพิลีน
โครเมียม	โลหะกลุ่มเหล็ก โลหะนอกกลุ่มเหล็ก พลาสติกบางชนิด	เหล็ก ทองแดง ทองเหลือง สังกะสี พลาสติกทนความร้อน พลาสติกโพลีโพรพิลีน
ดีบุก	โลหะกลุ่มเหล็ก โลหะนอกกลุ่มเหล็ก	เหล็ก เหล็กหล่อ ทองแดง
โลหะดีบุกผสม - ดีบุก-นิกเกิล - ดีบุก-สังกะสี	โลหะกลุ่มเหล็ก โลหะนอกกลุ่มเหล็ก	เหล็ก ทองแดง ทองสัมฤทธิ์
สังกะสี	กลุ่มเหล็ก	เหล็กชุบเคลือบสังกะสีด้วยไฟฟ้า
โลหะเงิน	โลหะกลุ่มเหล็ก โลหะนอกกลุ่มเหล็ก พลาสติกบางชนิด	เหล็ก ทองแดง นิกเกิล พลาสติกทนความร้อน พลาสติกโพลีโพรพิลีน
โลหะทอง	โลหะนอกกลุ่มเหล็ก	ทองแดง ทองเหลือง นิกเกิล โลหะเงิน

วิธีการเคลือบโลหะที่นิยมใช้มีอยู่ 2 วิธีคือ การชุบด้วยไฟฟ้า เช่น การชุบสังกะสี ทองแดง นิกเกิล หรือโครเมียม และการชุบด้วยวิธีจุ่มร้อน (hot-dip galvanizing; HDG) จะเป็นการนำชิ้นงานลงไปจุ่มในสารละลายโลหะหรือสารเคมีที่ทำให้เกิดปฏิกิริยา สร้างเป็นชั้นผิวเคลือบชิ้นงานขึ้นมา

เราสามารถอธิบายความสัมพันธ์ของปริมาณสารในเซลล์อิเล็กโทรไลต์กับกระแสไฟฟ้าโดยอาศัยกฎของฟาราเดย์ กล่าวคือ ปริมาณการเปลี่ยนแปลงทางเคมีของสารที่เกิดขึ้นในกระบวนการอิเล็กโทรไลซิสจะเป็นสัดส่วนโดยตรงกับปริมาณไฟฟ้ากระแสตรงที่ผ่านเซลล์นั้น เมื่อทราบข้อมูล ดังนี้

(1) อิเล็กตรอน 1 ตัวมีประจุ 1.6×10^{-19} คูลอมป์

(2) ประจุของอิเล็กตรอน 1 โมล เทียบเท่าหน่วย 1 ฟาราเดย์ คิดเป็นประจุ 96,485 คูลอมป์ (ประมาณ 96,500 คูลอมป์)

(3) ประจุไฟฟ้า (Q ; คูลอมบ์) เท่ากับผลคูณของกระแส (I ; แอมแปร์) กับเวลา (t ; วินาที) ที่จ่ายกระแสนั้น

ตัวอย่าง 5.14 จะได้โลหะสังกะสีกี่กรัม (ที่ขั้วแคโทด) ในกระบวนการอิเล็กโทรไลซิสสังกะสีคลอไรด์ที่หลอมเหลว ($ZnCl_2$) เมื่อผ่านกระแสไฟฟ้า 0.01 แอมแปร์ เป็นเวลา 1 ชั่วโมง (กำหนด น้ำหนักอะตอมของ Zn เท่ากับ 65.38 g/mol)

วิธีคิด หาประจุที่ได้จากกระแสไฟฟ้า 0.01 แอมแปร์ เป็นเวลา 1 ชั่วโมง

$$\text{จาก } Q = It = 0.01 \text{ A} \times 3,600 \text{ s} = 36 \text{ C}$$

$$\text{จาก } 96,500 \text{ C คิดเป็น } 1 \text{ F}$$

$$\text{ดังนั้น } 36 \text{ C คิดเป็น } (36 \text{ C}/96,500 \text{ C}) = 3.73 \times 10^{-4} \text{ F}$$



จากสมการ พบว่า e^- 2 F จะได้ Zn(s) 1 mol

$$\begin{aligned} \text{ดังนั้น } e^- 3.73 \times 10^{-4} \text{ F จะได้ Zn(s)} &= (1/2) \times 3.73 \times 10^{-4} \text{ F} \\ &= 1.865 \times 10^{-4} \text{ mol} \end{aligned}$$

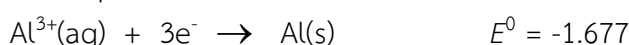
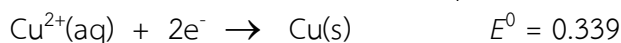
$$\text{ดังนั้น น้ำหนักของสังกะสี คิดเป็น } 1.865 \times 10^{-4} \text{ mol} \times 65.38 \text{ g/mol} = 12.19 \times 10^{-3} \text{ g}$$

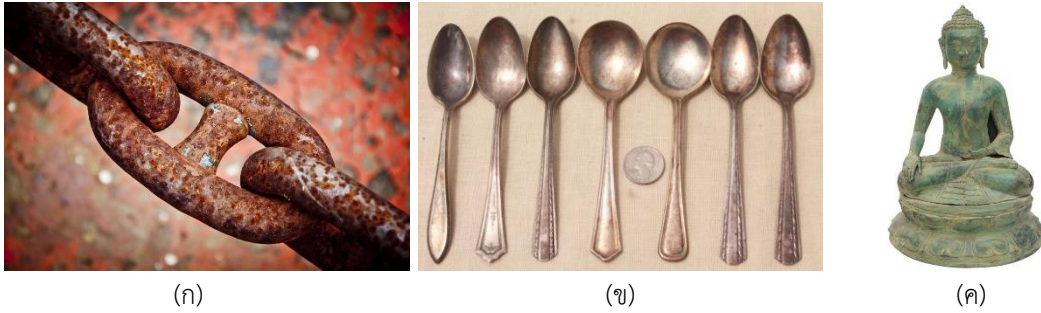
5.3.3 การผุกร่อนและการป้องกันการผุกร่อน

1) การผุกร่อนของโลหะ

การผุกร่อน หรือกัดกร่อน (corrosion) คือการสูญเสียเนื้อโลหะ อันเนื่องมาจากโลหะเกิดปฏิกิริยากับสิ่งแวดล้อม (น้ำ อากาศ ความชื้น) ซึ่งส่วนใหญ่การผุกร่อนของโลหะเป็นจากปฏิกิริยาออกซิเดชัน โดยโลหะเกือบทุกชนิดสามารถเกิดออกซิเดชันได้ในอากาศที่อุณหภูมิห้อง เช่น การเกิดสนิมเหล็ก (iron rust) โลหะเงินเกิดความหมอง (tarnished silver) หรือการเกิดสารสีเขียว (green patina) เคลือบบนโลหะทองแดง ทองเหลือง ทองบรอนซ์ หรือการเกิดสนิมของโลหะอื่น ๆ เช่น สนิมทองแดง (CuO) มีสีดำหรือสีน้ำตาลดำ สนิมอะลูมิเนียม (Al_2O_3) มีสีขาว เป็นต้น ดังภาพที่ 5.19

หากพิจารณาจากค่า E^0 จะพบว่าโลหะที่มีค่า E^0 สูง จะเป็นตัวรีดิวซ์ที่อ่อน กล่าวคือถูกออกซิไดส์ได้ยาก จึงสามารถทนต่อการผุกร่อนได้มาก เช่น ทองคำ แพลตินัม เงิน เป็นต้น ส่วนโลหะที่มีค่า E^0 ต่ำ จะเป็นตัวรีดิวซ์ที่แรง กล่าวคือถูกออกซิไดส์ได้ดีมาก จึงสามารถทนต่อการกร่อนได้น้อย เช่น นิกเกิล เหล็ก แมกนีเซียม เป็นต้น หากพิจารณาเปรียบเทียบระหว่างทองแดง (Cu) และ เหล็ก (Fe) จะพบว่า Cu มีค่า E^0 มากกว่า Fe ดังนั้น Cu จะสามารถทนต่อการผุกร่อนได้มากกว่า Fe

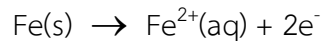




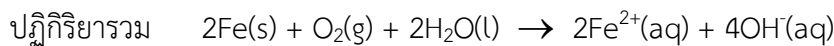
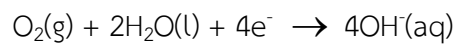
ภาพที่ 5.19 การผุกร่อนของโลหะ (ก) การเกิดสนิมเหล็ก (ข) โลหะเงินเกิดความหมอง และบรอนซ์เกิดสารสีเขียวเคลือบบนพื้นผิว

ตัวอย่างการผุกร่อนที่พบได้บ่อย คือการเกิดออกไซด์ของเหล็ก ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$) หรือเราเรียกว่า การเกิดสนิมเหล็ก เป็นกระบวนการทางเคมีไฟฟ้าตามธรรมชาติ ปฏิกิริยาการเกิดสนิมเหล็กเกิดขึ้นต้องมีปัจจัยของแก๊สออกซิเจนและน้ำ (ความชื้น) เป็นองค์ประกอบรวมอยู่ด้วย แสดงดังภาพที่ 5.20 ปฏิกิริยาค่อนข้างซับซ้อนและมีลักษณะเฉพาะตัว ซึ่งอาจพอสรุปได้คือ

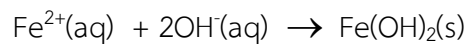
ที่พื้นผิวส่วนหนึ่งของเหล็กเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน (Fe ทำหน้าที่เป็นแอโนด)



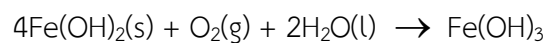
ออกซิเจนถูกรีดิวซ์ที่ผิวอีกส่วนหนึ่งของเหล็กซึ่งทำหน้าที่เป็นแคโทด เมื่อมีน้ำอยู่ด้วย ดังสมการ



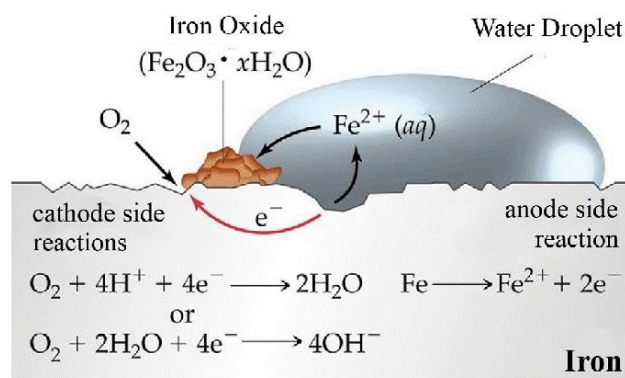
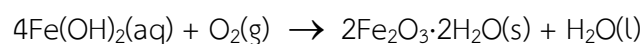
เกิดปฏิกิริยาต่อเนื่อง $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ และ $\text{OH}^-(\text{aq})$ เกิดปฏิกิริยาได้ $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$



โดย $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$ ที่เกิดขึ้นทำปฏิกิริยากับน้ำและออกซิเจนในอากาศได้เป็น $\text{Fe}(\text{OH})_3$



โดยที่ $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ที่เกิดขึ้นนี้จะเปลี่ยนเป็น Fe_2O_3 ที่มีน้ำอยู่ในผลึกอยู่ในโมเลกุล โดยมีสูตรทั่วไปคือ $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ ที่เรียกว่า สนิมเหล็ก



ภาพที่ 5.20 การผุกร่อนและการเกิดสนิมเหล็ก. ที่มา : *Influence of impressed current cathodic protection systems on chemical characteristics of underground water*, by K. Esfandiari, et al., 2020, Water Environment Research.

2) การป้องกันการผุกร่อน

การป้องกันการผุกร่อนของโลหะทำได้โดยการป้องกันไม่ให้ผิวโลหะสัมผัสกับสารเคมี หรือน้ำ และออกซิเจนในอากาศ โดยวิธีการต่าง ๆ ดังนี้

(1) การเคลือบผิวโลหะ (coat) สามารถเคลือบได้โดยการทาสี การชุบน้ำมัน หรือการเคลือบด้วยพลาสติก ซึ่งวิธีเหล่านี้เป็นการป้องกันเพื่อไม่ให้ผิวโลหะสัมผัสกับน้ำและออกซิเจน

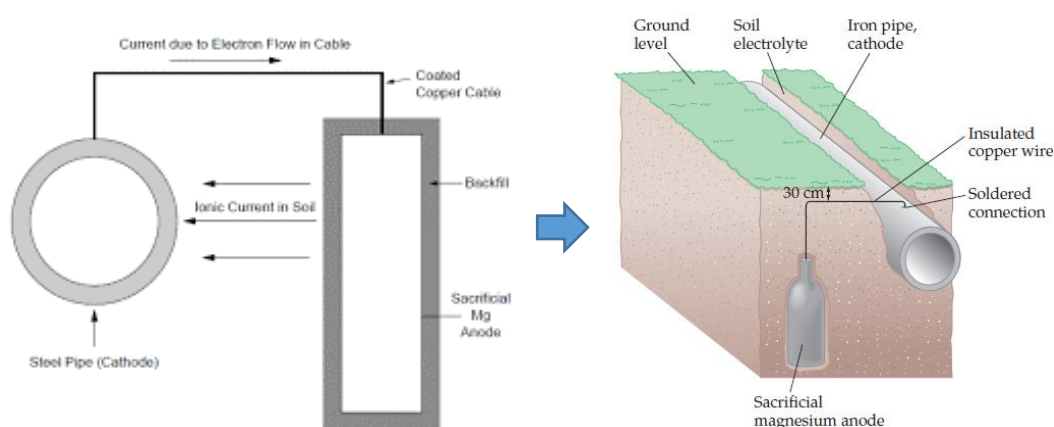
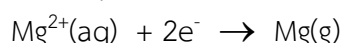
(2) การชุบเคลือบผิวเหล็กด้วยโลหะ (electroplating) อาศัยหลักการของเซลล์อิเล็กโทรไลต์ เป็นกระบวนการผ่านกระแสไฟฟ้าเข้าไปในสารละลายเกลือของโลหะ แล้วทำให้แคตไอออนเคลื่อนที่มารับประจุไฟฟ้าลบที่ขั้วงาน ซึ่งทำหน้าที่เป็นขั้วแคโทด จึงทำให้เกิดเป็นชั้นผิวบางของโลหะมาเคลือบอยู่บนผิวด้านนอกของขั้วงาน เช่น การชุบทองแดง นิกเกิล เงิน และโครเมียม เป็นต้น

(3) การทำเป็นโลหะผสม โดยการนำโลหะตั้งแต่สองชนิดขึ้นไปมาหลอมรวมกัน ทำให้ทนต่อการกัดกร่อน เช่น อัลลอยด์ (alloy)

(4) การรมดำ (blackening) เป็นกระบวนการป้องกันการผุกร่อนของโลหะทางเคมีโดยใช้สารเคมีและความร้อนจากภายนอก เพื่อทำให้เกิดออกไซด์สีดำติดแน่นอยู่บนผิวชิ้นงานโลหะ โดยสีดำที่เกิดขึ้นจะมีความเข้มของสีที่แตกต่างกันไป เช่น สีดำ สีดำแกมน้ำเงิน หรือสีน้ำเงินเข้ม ซึ่งขึ้นอยู่กับกรรมวิธีและสารเคมีที่ใช้ เมื่อโลหะผ่านการรมดำ เช่น เหล็ก ทองแดง ทองเหลือง อะลูมิเนียมเงินและเหล็กกล้าไร้สนิม (stainless steel) จะทนต่อการเกิดสนิมหรือผุกร่อน

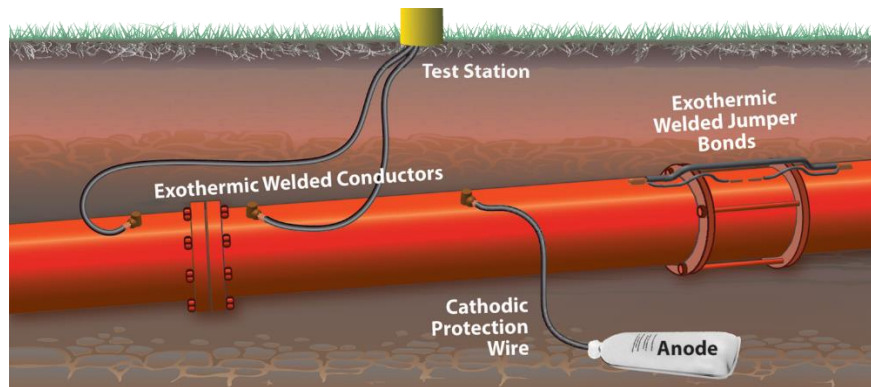
(5) วิธีการทางเคมีไฟฟ้า

5.1) วิธีแคโทดิก (cathodic protection) เป็นการป้องกันการกัดกร่อนโดยนำโลหะที่มีค่า E^0 ต่ำ (ตัวรีดิวซ์ที่ดีกว่า) ไปเชื่อมต่อไว้ใกล้ ๆ กับโลหะที่ไม่ต้องการให้เกิดสนิม โลหะที่มีค่า E^0 ต่ำจะเป็นแอโนด และโลหะที่มีค่า E^0 สูงจะเป็นแคโทด วิธีแคโทดิกเป็นการทำให้โครงสร้างที่ต้องการป้องกันเป็นแคโทด โดยใช้วัสดุตัวอื่นซึ่งทำหน้าที่เป็นแอโนดต่อเข้ากับโลหะที่ต้องการป้องกัน เพื่อให้ผุกร่อนแทน ดังภาพที่ 5.21



ภาพที่ 5.21 วิธีแคโทดิก. ดัดแปลงจาก *Chemistry: The Central Science* (p. 884), by T.L. Brown et al., 2017, Pearson Education, Inc.

เนื่องจากโลหะเกิดการผุกร่อนจากการเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน ดังนั้นถ้าไม่ต้องการให้เกิดการผุกร่อนจึงต้องให้โลหะนั้นมีสถานะเป็นแคโทด จากภาพที่ 5.21 จึงใช้โลหะที่เสียอิเล็กตรอนได้ง่ายกว่าเหล็ก (มีค่าศักย์ไฟฟ้าครึ่งเซลล์รีดักชันน้อยกว่าเหล็ก) ไปต่อกับเหล็ก เช่น การเชื่อมต่อแมกนีเซียมตามท่อหรือตามโครงเรือ (ภาพที่ 5.22) จะทำให้เหล็กผุกร่อนช้าลง เนื่องจากแมกนีเซียมเสียอิเล็กตรอนง่ายกว่าเหล็ก จะเสียอิเล็กตรอนแทน เปรียบเสมือนกับให้แมกนีเซียมเป็นแอโนด และให้เหล็กเป็นแคโทดนั่นเอง



ภาพที่ 5.22 การป้องกันการผุกร่อนของเหล็กโดยวิธีแคโทดิก.

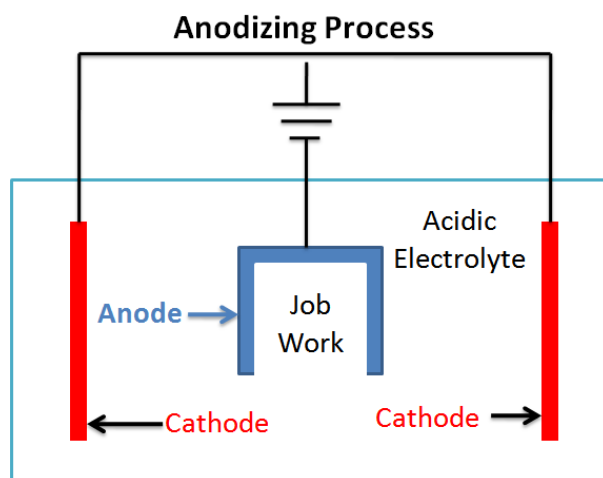
ที่มาจาก <https://www.hubbell.com/continentalindustries/en/cathodic-market>

(5.2) วิธีแอโนดิก (anodic protection) หรือเรียกว่า วิธีแอโนไดซ์ (anodizing protection) เป็นการใช้กระแสไฟฟ้าจากภายนอกทำให้โลหะที่ต้องการป้องกันการผุกร่อนสร้างชั้นฟิล์มในรูปโลหะออกไซด์ที่ผิวของโลหะ เนื่องจากโลหะบางชนิดมีสมบัติพิเศษ กล่าวคือทำปฏิกิริยากับออกซิเจนเกิดออกไซด์ของโลหะ (สนิมของโลหะ) โดยออกไซด์เหล่านี้จะแผ่เป็นฟิล์มบาง ๆ เคลือบบนผิวโลหะ และมีความเสถียรและไม่ละลายน้ำ โดยออกซิเจนและน้ำหรือสารต่าง ๆ ไม่สามารถซึมผ่านฟิล์มบาง ๆ เข้าไปได้ โดยโลหะที่มีสมบัติดังกล่าว ได้แก่ อะลูมิเนียม (Al) โครเมียม (Cr) ดีบุก (Sn) และสังกะสี (Zn) แต่กระบวนการเกิดออกไซด์ของโลหะในธรรมชาติเกิดขึ้นได้ช้าและไม่สม่ำเสมอ จึงต้องใช้วิธีการแอโนไดซ์ เพื่อทำให้เกิดออกไซด์ของโลหะเคลือบเร็วและสม่ำเสมอ

ซึ่งวิธีนี้จะใช้ได้กับโลหะอะลูมิเนียม ($E^0 = -1.66$ V) โครเมียม ($E^0 = -0.74$ V) ดีบุก ($E^0 = -0.141$ V) และสังกะสี ($E^0 = -0.76$ V) ซึ่งมีค่า E^0 น้อยกว่า Fe ซึ่งโลหะที่มีค่า E^0 น้อยกว่าย่อมจะมีแนวโน้มที่จะเกิดออกซิเดชันได้ง่ายกว่า Fe มาก จึงมีโอกาที่จะเกิดสนิมหรือเกิดออกไซด์ได้ง่าย แต่ปรากฏว่าไม่เกิดการผุกร่อนในลักษณะที่เหมือนกับเหล็ก ทั้งนี้เพราะเมื่อทำปฏิกิริยากับออกซิเจนในอากาศจะเกิดออกไซด์ของโลหะ (เช่น Al_2O_3 หรือ ZnO) ซึ่งมีความเสถียรและไม่ละลายน้ำเคลือบบนผิวของโลหะนั้น และจับผิวแน่น ทำให้ผิวด้านในไม่สัมผัสกับน้ำและอากาศ จึงช่วยป้องกันการผุกร่อนได้ กระบวนการชุบผิวแอโนไดซ์ แสดงดังภาพที่ 5.23 ซึ่งการเกิดขึ้นผิวแอโนไดซ์ของอะลูมิเนียมเกิดขึ้นโดยการผ่านไฟฟ้ากระแสตรงระหว่างขั้วแอโนด (ขั้วบวก) ซึ่งจับชิ้นงานที่ต้องการชุบ และขั้วแคโทด (ขั้วลบ) ซึ่งโดยส่วนมากใช้แอโนดชนิดตะกั่ว-ดีบุก โดยมีสารละลายอิเล็กโทรไลต์เป็นสื่อนำไฟฟ้า ซึ่งจะทำให้เกิดแก๊สไฮโดรเจนที่ขั้วแคโทด และแก๊สออกซิเจนที่ขั้วแอโนดก่อให้เกิดชั้นผิวอะลูมิเนียมออกไซด์ ความต่างศักย์ของไฟฟ้ากระแสตรงที่ใช้จะมีค่าอยู่ประมาณ 15-21 V ปริมาณกระแสไฟฟ้าอยู่ระหว่าง 30-300 A/m² ขึ้นอยู่กับขนาดพื้นที่ผิวของชิ้นงานอะลูมิเนียม สารละลายอิเล็กโทรไลต์นิยมใช้กรดโครมิกและกรดซัลฟิวริกทำให้เกิดชั้นผิวอะลูมิเนียมออกไซด์อย่างช้า ๆ โดยชั้นผิวจะมีรูขนาดเส้นผ่านศูนย์กลาง 10-

เรียบเรียงโดย ผศ.ดร.วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ

150 nm การควบคุมความเข้มข้นของสารละลายอิเล็กโทรไลต์ อุณหภูมิ กระแสไฟฟ้า มีผลต่อการเกิดชั้นผิวแอโนไดซ์ ทั้งความหนาและความแข็งของชั้นผิว



ภาพที่ 5.23 วิธีแอโนไดซ์

ในกรณีของดีบุกที่มีค่า E^0 มากกว่า Fe เมื่อนำมาอยู่ใกล้กับ Fe จะทำให้เหล็กผุกร่อนได้เร็วขึ้น แต่เราสามารถนำมาป้องกันการผุกร่อนของ Fe ได้เนื่องจากออกไซด์ของดีบุก (SnO) จะเคลือบผิวของโลหะ แล้วจะทำให้โลหะไม่เกิดการผุกร่อนได้ แต่การเคลือบด้วยดีบุกต้องเคลือบให้มิดชิด เพราะเมื่อใดก็ตามที่เหล็กสามารถสัมผัสกับอากาศและน้ำได้ เหล็กจะถูกเร่งให้กร่อนเร็วขึ้นกว่าเดิม

สรุปท้ายบทเรียน

การผุกร่อนของโลหะคือกระบวนการของปฏิกิริยารีดอกซ์ที่เกิดจากโลหะถูกออกซิไดส์เป็นสารประกอบในภาวะแวดล้อมต่าง ๆ กัน เช่น การเกิดสนิมของเหล็ก โลหะเงินเกิดความหมอง โลหะทองแดงเกิดสารสีเขียว เป็นต้น สาเหตุสำคัญของการผุกร่อนของโลหะคือการเกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ โดยโลหะให้อิเล็กตรอนเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน และแก๊สออกซิเจนและ/หรือน้ำรับอิเล็กตรอนเกิดปฏิกิริยารีดักชัน โดยสนิมของโลหะมักเกิดในรูปของออกไซด์ และมีสีต่างกัน เช่น สนิมเหล็ก (Fe_2O_3) มีสีน้ำตาล สนิมทองแดง (CuO) มีสีดำ หรือสีน้ำตาลดำ ส่วนสนิมอะลูมิเนียม (Al_2O_3) มีสีขาว เป็นต้น โลหะที่เกิดการผุกร่อนง่าย คือโลหะที่มีค่า E^0 ต่ำ เช่น โลหะแอลคาไล (หมู่ 1A) และโลหะแอลคาไลน์เอิร์ท (หมู่ 2A) โดยปัจจัยที่ทำให้โลหะทั่วไปผุกร่อนได้นั้น เช่น โลหะจุ่มในกรด (ยกเว้นโลหะมีตระกูล Au, Ag, Pt) จะผุกร่อนเกิดแก๊สไฮโดรเจน โลหะจุ่มอยู่ในสารละลายแคโทดไอออนของโลหะที่มีค่า E^0 สูงกว่า เช่น โลหะเหล็กจะเกิดการผุกร่อนได้เมื่อจุ่มอยู่ในสารละลาย Cu^{2+} และโลหะทำปฏิกิริยากับแก๊ส O_2 และน้ำพร้อมกันจะเกิดออกไซด์ การเกิดสนิมเป็นกระบวนการทางเคมีไฟฟ้า เป็นปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นอย่างช้า ๆ ซึ่งอาจจะมีระยะเวลายาวนาน ขึ้นอยู่กับชนิดของโลหะและปัจจัยของการเกิดการผุกร่อน ส่วนวิธีการป้องกันไม่ให้โลหะเกิดการผุกร่อนหรือเกิดสนิมขึ้นมีหลายวิธี การเลือกใช้วิธีใดนั้นขึ้นอยู่กับชนิดของโลหะ ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานครึ่งเซลล์ของโลหะ การทำปฏิกิริยากับน้ำและอากาศ หรือความสะดวกในการเลือกใช้วิธีนั้น ๆ เช่น (1) การเคลือบผิวโลหะโดยการทาสี การชุบน้ำมัน หรือการเคลือบด้วยพลาสติก (2) การชุบเคลือบผิวเหล็กด้วยโลหะโดยอาศัยหลักการของเซลล์อิเล็กโทรไลต์

เช่น การชุบทองแดง นิกเกิล เงิน โครเมียม เป็นต้น (3) การทำเป็นโลหะผสม โดยการนำโลหะตั้งแต่สองชนิดขึ้นไปมาหลอมรวมกัน ทำให้ทนต่อการกัดกร่อน เช่น อลลอยด์ (4) การรมดำเป็นกระบวนการป้องกันการผุกร่อนของโลหะทางเคมีโดยใช้สารเคมีและความร้อนจากภายนอก เพื่อทำให้เกิดออกไซด์สีดำติดแน่นอยู่บนผิวชิ้นงานโลหะ และ (5) วิธีการทางเคมีไฟฟ้า เช่น วิธีแคโทดิกเป็นการป้องกันการกัดกร่อนโดยนำโลหะที่มีค่า E^0 ต่ำไปเชื่อมต่อไว้ใกล้ ๆ กับโลหะที่ไม่ต้องการให้เกิดสนิม และวิธีแอโนดิกหรือเรียกว่า วิธีแอโนไดซ์เป็นการใช้กระแสไฟฟ้าจากภายนอกทำให้โลหะที่ต้องการป้องกันการผุกร่อนสร้างชั้นฟิล์มในรูปโลหะออกไซด์ที่ผิวของโลหะ

กิจกรรม

ขั้นตอน	วิธีการ
แนะนำโจทย์ปัญหา (P)	แจกใบกิจกรรม 5.3
ไตร่ตรองทางแก้ไขเฉพาะตน (E)	แต่ละคนบอกวิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา (10 นาที)
ระดมสมองโดยกลุ่ม (T)	ให้รวมกลุ่ม มอบหมายโจทย์ให้แต่ละกลุ่มระดมสมองแก้ไขโดยวิธีการร่วมแสดงความคิดเห็น (10 นาที)
สื่อสารทางออก (C)	ให้แต่ละกลุ่มนำเสนอ วิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา 1) หลักการสำคัญหรือหลักพื้นฐานที่ถูกต้อง 2) วิธีการคำนวณค่าที่ถูกต้อง 3) วิธีอธิบายเชิงพฤติกรรม (วิธีปฏิบัติ) ที่ถูกต้อง โดยให้กลุ่มอื่น ๆ รับฟัง และซักถามในข้อที่สงสัย (10 นาที)
ถอดรหัสปรับใช้ (D)	ผู้สอนสรุป อภิปรายสรุป ความถูกต้องและความผิดพลาด โดยเพิ่มเติมประเด็นที่เกี่ยวข้องให้สมบูรณ์

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

1. อธิบายการเซลล์ถ่านไฟฉาย
2. อธิบายเซลล์เชื้อเพลิง
3. อธิบายแบตเตอรี่รถยนต์
4. อธิบายการแยกสลายน้ำด้วยไฟฟ้า
5. อธิบายการชุบโลหะด้วยไฟฟ้า
6. อธิบายการป้องกันการผุกร่อน

เอกสารอ้างอิง

- การป้องกันสนิมโดยการป้องกันแบบแคโทดิก. (ม.ป.ป.).
<http://www.thaimp.co.th/article/article8>
- จิรวรรณ หม่อนกระโทก, อิศรทัต พึ่งอัน และรุ่งเรือง พัฒนากุล. (ม.ป.ป.). *การชุบโลหะด้วยไฟฟ้า (Electroplating)*. Synchrotron Thailand Central Lab. <https://www.sri.or.th>
- ชุบอินไดซ์. (ม.ป.ป.). <https://www.pomew.com/blog/anodizing>
- ภาควิชาวิศวกรรมวัสดุ คณะวิศวกรรมศาสตร์ มหาวิทยาลัยเกษตรศาสตร์. (ม.ป.ป.). *การชุบเคลือบสังกะสีแบบจุ่มร้อน (HOT DIP GALVANIZING)*. http://mic.eng.ku.ac.th/materials-resources-detail.php?id_sub=28&id=104
- Averil, B. A. (2012). *Principles of General Chemistry*. (Online ed.).
<https://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
- Brown, T.L., LeMay, H.E., Bursten, B.E., Murphy, C.J., Woodward, P.M. & Stoltzfus, M.W. (2017). *Chemistry: The Central Science* (14th ed.). Pearson Education, Inc.
- Dios, A.C. (n.d.). *Introduction to Electrochemistry*.
<https://bouman.chem.georgetown.edu/S02/lect25/lect25.htm>
- Ebbing, D.D., & Gammon, S.D. (2017). *General Chemistry* (11th ed.). Cengage Learning.
- Jespersen, N.D., Brady, J.E., & Hyslop, A. (2012). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter* (6th ed.). John Wiley & Sons, Inc
- Nanan, K., (2020, October 1). *The Basics of Cathodic Protection*. Corrosionpedia.
<https://www.corrosionpedia.com/2/1368/prevention/cathodic-protection/cathodic-protection-101>
- Overby, J. & Chang, R., (2022). *Chemistry* (14th ed.). McGraw-Hill.
- Petrucci, R.H., Geoffrey H.F., Madura, J.D. & Bissonnette, C. (2016). *General Chemistry: Principles and Modern Applications* (11th ed.). Pearson.
- Poling, B.E., Thomson, G.H., Friend, D.G., Rowley, R.L. & Wilding W.V. (2008). *Perry's Chemical Engineers' Handbook* (8th ed.). McGraw-Hill company.
- What is corrosion?* (n.d.). <https://www.ampp.org/resources/what-is-corrosion>
- Silberberg, M.S. (2013). *Principle of General Chemistry* (3rd ed.). McGraw-Hill Publishing Company.
- Silberberg, M.S. & Amateis, P.G. (2021). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change* (9th ed.). McGraw-Hill Publishing Company.