



คม103 (2/2564)

ไฟฟ้าเคมี (Electrochemistry) (6 ชม.)



ผศ.ดร.ธานินทร์ แต่งกวารัมย์
สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์
มหาวิทยาลัยแม่โจ้

http://www.appliedchem.mju.ac.th/wtms_webpageDetail.aspx?wID=1284

บทนำไฟฟ้าเคมี

- ❖ ไฟฟ้าเคมี (Electrochemistry) บางตำราจะเรียกว่า เคมีไฟฟ้า คือ วิชาเคมีแขนงหนึ่งที่เกี่ยวข้องกับการเปลี่ยนแปลงพลังงานไฟฟ้าและพลังงานเคมี
- ❖ ปฏิกิริยาไฟฟ้าเคมี เป็น ปฏิกิริยาที่เกี่ยวข้องกับการเปลี่ยนแปลงพลังงานไฟฟ้าและพลังงานเคมี
- ❖ กระบวนการทางไฟฟ้าเคมี หมายถึง การใช้ปฏิกิริยาเคมีเพื่อสร้างพลังงานไฟฟ้า หรือ การใช้พลังงานไฟฟ้าเพื่อทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมี
- ❖ กระบวนการทางไฟฟ้าเคมีเกี่ยวข้องกับปฏิกิริยาการถ่ายโอนอิเล็กตรอน เรียกปฏิกิริยาว่าปฏิกิริยารีดอกซ์ (ปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน)

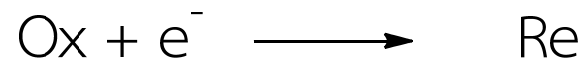
1.1 ปฏิกิริยารีดอกซ์ (Redox reaction)

- ❖ ปฏิกิริยารีดอกซ์เรียกว่าปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชันเป็นปฏิกิริยาที่ทำให้**ประจุของอะตอม** (ในโมเลกุล) หรือไอออน (ในสารประกอบ) เกิดการ**เปลี่ยนแปลง**
- ❖ **ประจุของอะตอมหรือของไอออน** เรียกว่า เลขออกซิเดชัน (oxidation number) หรือ ออกซิเดชันสเตท (oxidation state)
- ❖ ปฏิกิริยารีดอกซ์ เกิดจาก 2 ลักษณะคือ
 - ก. การให้และรับอิเล็กตรอน
 - ข. การเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน

ก. การให้และรับอิเล็กตรอน

❖ แบ่งปฏิกิริยาเป็น 2 ครึ่งปฏิกิริยา คือ

■ ครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน คือครึ่งปฏิกิริยาที่มีการรับอิเล็กตรอน



บทท่องจำ รี รับ ลด

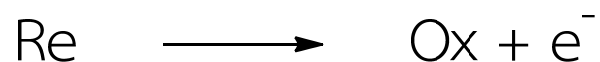
รี = รีดักชัน (ปฏิกิริยา)

รับ = รับอิเล็กตรอน (ตัว Ox รับอิเล็กตรอน)

ลด = ลดเลขออกซิเดชัน (ตัว Ox ลดเลขออกซิเดชัน)

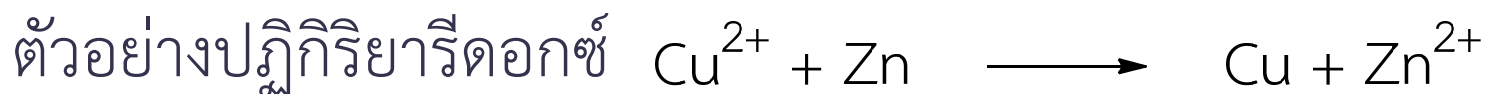
Ox = ตัวออกซิไดซ์ Re = ตัวรีดิวซ์

- **ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน** ครึ่งปฏิกิริยาที่มีการให้อิเล็กตรอน



เป็นปฏิกิริยาที่เกิดตรงกันข้ามกับครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน

ตัว Re = ตัวรีดิวซ์ ทำหน้าที่ให้อิเล็กตรอน



แยกครึ่งปฏิกิริยาเป็น



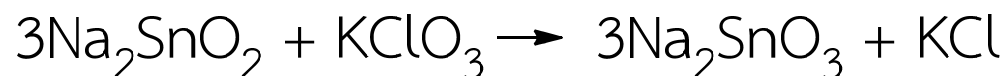
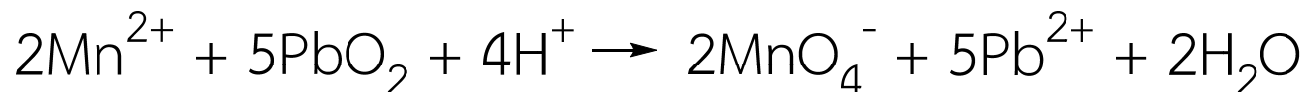
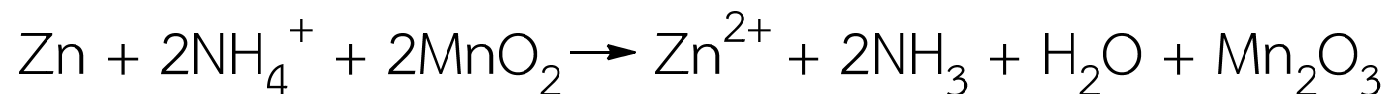
เป็นครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน มี Cu^{2+} เป็นตัวออกซิไดซ์ (รับอิเล็กตรอน)

■ อีกครึ่งปฏิกิริยา คือ



เป็นครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน มี Zn เป็นตัวรีดิวซ์ (ให้อิเล็กตรอน)

ตัวอย่างปฏิกิริยารีดอกซ์อื่นๆ

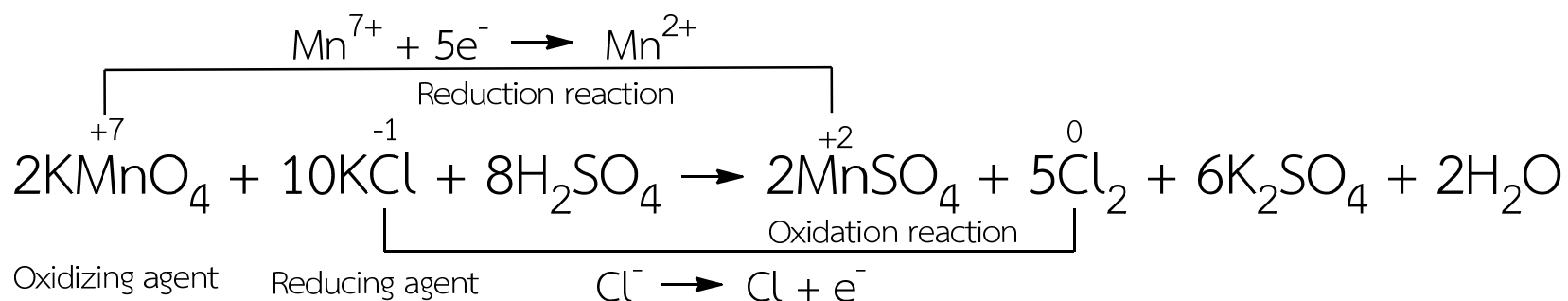


ข. การเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน

❖ เป็นปฏิกิริยารีดอกซ์ที่มีการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันของสารที่ทำปฏิกิริยากัน



เมื่อนำมาเขียนแผนภาพเลขออกซิเดชันจะได้



เกณฑ์กำหนดค่าเลขออกซิเดชัน

❖ เลขออกซิเดชัน คือ ค่าประจุไฟฟ้าของอะตอม หรือ ไอออนของธาตุ โดยอิงตามค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี (EN)

- อะตอมที่มีค่า EN สูงกว่า จะมีเลขออกซิเดชันเป็นลบ
- อะตอมที่มีค่า EN ต่ำกว่า จะมีเลขออกซิเดชันเป็นบวก

เกณฑ์กำหนดค่าเลขออกซิเดชัน

1. ธาตุอิสระ มีเลขออกซิเดชันเป็น 0 เช่น He, Na, O₂, O₃ ต่างมีเลขออกซิเดชัน = 0
2. ไอออน มีเลขออกซิเดชันเท่ากับประจุของไอออนนั้นๆ เช่น Na⁺ มีเลขออกซิเดชัน = +1, Mg²⁺ = +2, O²⁻ = -2, Cl⁻ = -1

3. โลหะอัลคาไลน์ (ธาตุหมู่ 1A) ในสารประกอบ มีเลขออกซิเดชัน = +1 เช่น NaCl , K_2SO_4 , Li_3PO_4 (Na, K, และ Li มีเลขออกซิเดชัน = +1)
4. โลหะอัลคาไลน์ เอิร์ท (ธาตุหมู่ 2A) ในสารประกอบ มีเลขออกซิเดชัน = +2 เช่น CaCl_2 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, BaSO_4 (Ca, Mg, และ Ba มีเลขออกซิเดชัน = +2)
5. เลขออกซิเดชันของไฮโดรเจนเป็น +1 ในสารประกอบทั่วไป เช่น H_2O , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 (H มีเลขออกซิเดชัน = +1)

6. เลขออกซิเดชันของออกซิเจนเป็น -2 ในสารประกอบทั่วไป
 เช่น H_2O , NaOH , H_3PO_4 ($\text{O} = -2$) ยกเว้นในสารประกอบเปอร์
 ออกไซด์ที่ออกซิเจนจะเป็น -1 เช่น H_2O_2 , Na_2O_2 , BaO_2 ส่วน
 ใน OF_2 จะเป็น +2

7. ธาตุอื่นๆ ให้คำนวณเลขออกซิเดชันโดยใช้หลักดังนี้

“ผลรวมทางพีชคณิตของเลขออกซิเดชันทุกตัว = ประจุของสาร”



$$\text{ดังนั้น } \text{Mn} + 1 + (-8) = 0$$

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

1.2 การดูแลการรีดออกซ์

การดูแลการรีดออกซ์ จะต้อง ทำให้อะตอมของสารตั้งต้น เท่ากับ
อะตอมของสารผลิตภัณฑ์ และทำให้ประจุรวมของสารตั้งต้น
เท่ากับ ประจุรวมของสารผลิตภัณฑ์

การดูแลการรีดออกซ์ทำได้ได้ 2 วิธี คือ

9.2.1 วิธีเลขออกซิเดชัน นับเลขออกซิเดชันเป็นคู่ปฏิกิริยา

9.2.2 วิธีครึ่งปฏิกิริยา แบ่งเป็น 2 ปฏิกิริยา คือ ออกซิเดชันและ
รีดักชัน

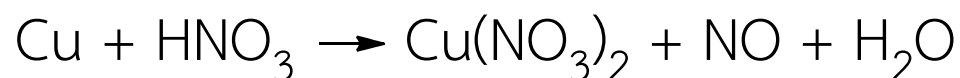
1.2.1 วิธีเลขออกซิเดชัน

มีหลักการโดยเรียงลำดับเป็นข้อๆ ดังนี้

1. เขียนสูตรสารตั้งต้นไว้ทางซ้ายมือ และผลิตภัณฑ์ไว้ทางขวามือ
2. หาเลขออกซิเดชันของธาตุที่มีการเปลี่ยนแปลง เขียนกำกับไว้บนธาตุนั้น พร้อมกับเขียนจำนวนเลขที่เพิ่มขึ้น หรือลดลงไว้บนคู่นั้นๆ (อโลหะและโลหะทรานซิชัน)
3. ทำเลขออกซิเดชันที่เพิ่มขึ้นให้เท่ากับที่ลดลง (โดยการคูณไขว้จำนวนเลขออกซิเดชัน)
4. ดุลอะตอมของธาตุที่เปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน ให้เท่ากัน

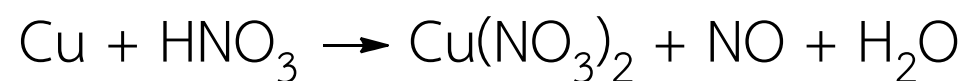
5. ดุลอะตอมอื่นๆ ให้เท่ากัน เช่น ออกซิเจน และไฮโดรเจน
6. ทำให้สมการเป็นเลขลงตัวอย่างต่ำ

⇒ **สรุป** ทำให้เลขออกซิเดชันเพิ่มเท่ากับลด, ทำอะตอมของธาตุรีดอกซ์ซ้ายขวาให้เท่ากัน, ดุลอะตอมอื่นๆ

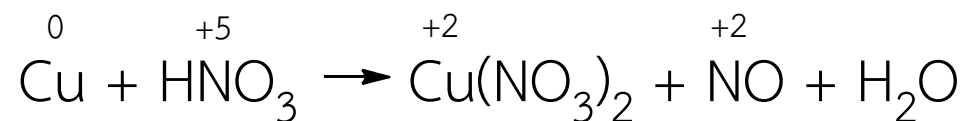


ตัวอย่างที่ 1 จงดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีเลขออกซิเดชัน

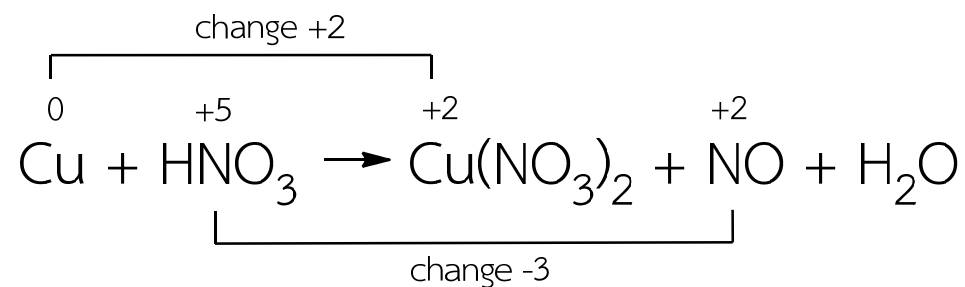
ขั้นที่ 1 เขียนสูตร (โจทย์ให้มา)



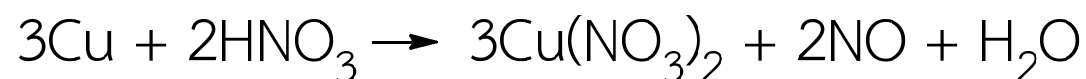
ขั้นที่ 2 หาเลขออกซิเดชัน



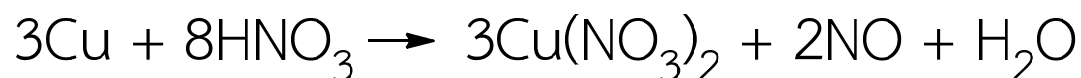
การเปลี่ยนแปลง



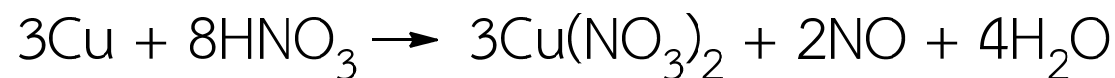
ขั้นที่ 3 ทำให้การเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันเท่ากันโดยคูณไขว้
และดุลอะตอมธาตุรีดอกซ์ ซ้าย ขวา ให้เท่ากัน



ขั้นที่ 4 ดุลอะตอมของธาตุที่เปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน ให้เท่ากัน

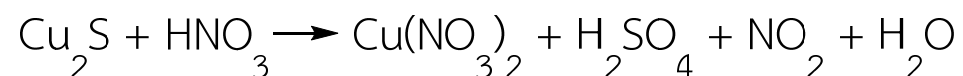


ขั้นที่ 5 ดุลอะตอมอื่นๆ



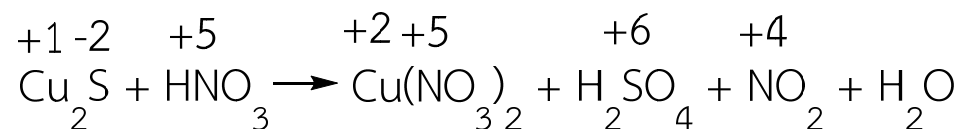
ขั้นที่ 6 ไม่ต้องทำ เพราะเป็นอัตราส่วนอย่างต่ำแล้ว

ตัวอย่างที่ 2

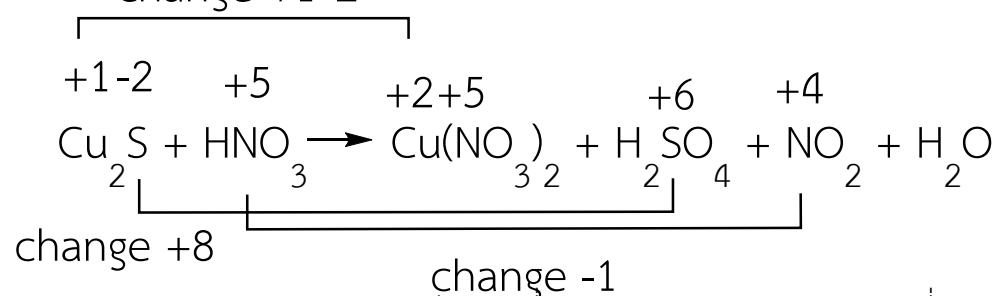


ขั้นที่ 1 เขียนสูตร (ข้าม)

ขั้นที่ 2 หาเลขออกซิเดชัน

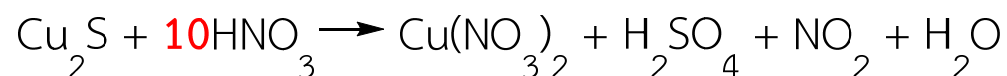


หาการเปลี่ยนแปลง
change +1*2

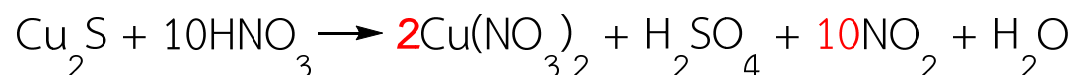


Trick = Cu และ S มีการเปลี่ยนแปลงร่วมกัน ผลรวมการเปลี่ยนแปลงจึงเท่ากับ $1 \times 2 + 8 = 10$

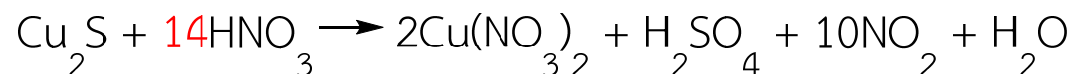
ขั้นที่ 3 ทำให้การเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันเท่ากัน โดยคูณไขว้



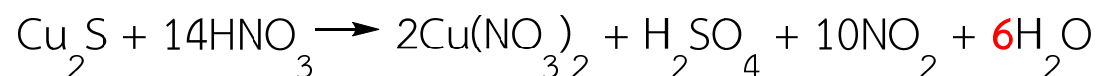
ดุลอะตอมธาตุรีดอกซ์ ซ้าย ขวา ให้เท่ากัน



ขั้นที่ 4 ดุลอะตอมของธาตุที่เปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน ให้เท่ากัน



ขั้นที่ 5 ดุลอะตอมอื่นๆ ให้เท่ากัน ที่ยังไม่ได้ดุลคือออกซิเจนและไฮโดรเจน



ขั้นที่ 6 ไม่ต้องทำ เพราะเป็นอัตราส่วนอย่างต่ำ

การบ้าน จงแสดงวิธีดุลสมการรีดอกซ์ด้วยวิธีเลขออกซิเดชัน

ส่ง ชม.หน้า



1.2.2 วิธีครึ่งปฏิกิริยา

ใช้หลักการแบ่ง 2 ครึ่งปฏิกิริยา โดยมีขั้นตอน ดังนี้

ขั้นที่ 1 แยกครึ่งปฏิกิริยาออกเป็น

1.1 ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน และ 1.2 ครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน

จดเลขการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันโดยเติม e^- ด้านที่มีค่าเลขออกซิเดชันมากกว่า แล้วดุลธาตุรีดอกซ์

ขั้นที่ 2 ดุลประจุในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา

ถ้าเกิดในกรดให้เติม H^+ ถ้าเกิดในเบสให้เติม OH^-

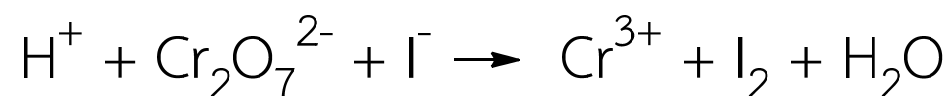
ขั้นที่ 3 ดุลอะตอม O, H ในแต่ละครึ่งโดยเติม H_2O

ขั้นที่ 4 ทำให้อิเล็กตรอนในสองครึ่งปฏิกิริยาเท่ากัน (คูณไขว้ด้วยจำนวนอิเล็กตรอน)

ขั้นที่ 5 รวมสองครึ่งปฏิกิริยา

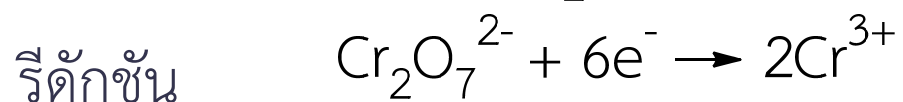
ขั้นที่ 6 ทำให้เป็นเลขลงตัวอย่างต่ำ

ตัวอย่างที่ 3 จงดุลสมการในสารละลายกรด โดยใช้วิธีครึ่งปฏิกิริยา



วิธีทำ

ขั้นที่ 1 แยกครึ่งปฏิกิริยา ชดเชยการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันโดยเติม e^- ด้านที่มีค่าเลขออกซิเดชันมากกว่า แล้วดุลธาตุรีดอกซ์



ขั้นที่ 2 ดุลประจุของแต่ละครึ่งปฏิกิริยา

ถ้าเกิดในกรดให้เติม H^+ ถ้าเกิดในเบสให้เติม OH^-

≡ ออกซิเดชัน $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ (สมการดุลแล้ว)

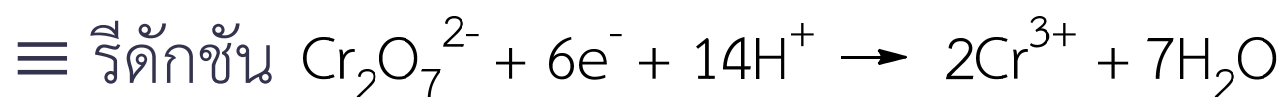
≡ รีดักชัน $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$ สมการยังไม่ดุล ดุลโดยเติม 14H^+ ด้านซ้าย $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{e}^- + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$

ขั้นที่ 3 ดุลอะตอม O, H ในแต่ละครึ่งโดยเติม H_2O

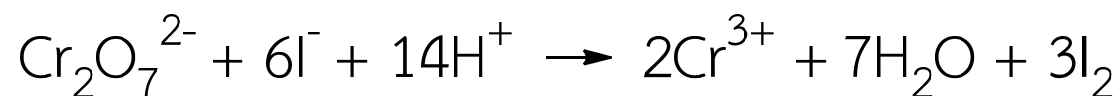
≡ ออกซิเดชัน $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ (สมการดุลแล้ว)

≡ รีดักชัน $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{e}^- + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$ ดุลโดยเติม $7\text{H}_2\text{O}$ ด้านขวา $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{e}^- + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$

ขั้นที่ 4 ทำอิเล็กตรอนของแต่ละครึ่งปฏิกิริยาให้เท่ากัน

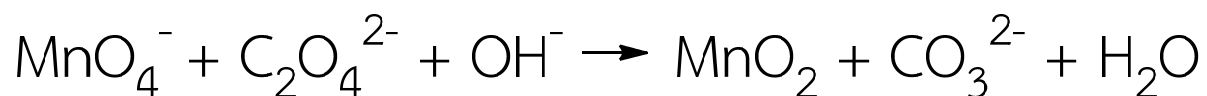


ขั้นที่ 5 รวมสองครึ่งปฏิกิริยาเข้าด้วยกัน

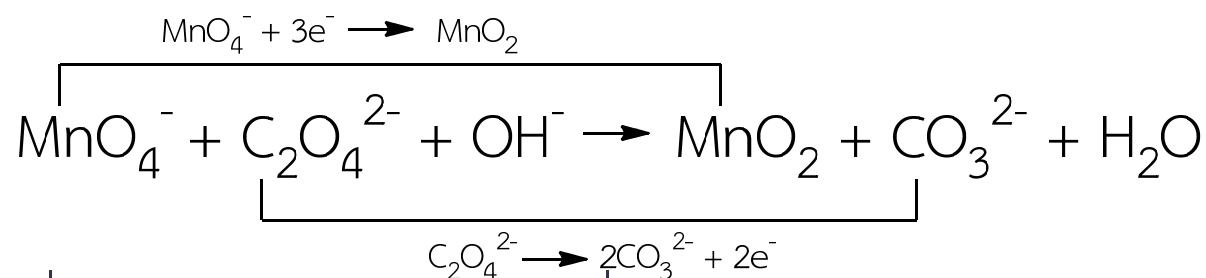


ขั้นที่ 6 ทำให้เป็นเลขลงตัวอย่างต่ำ (ต่ำแล้ว ไม่ต้องทำ)

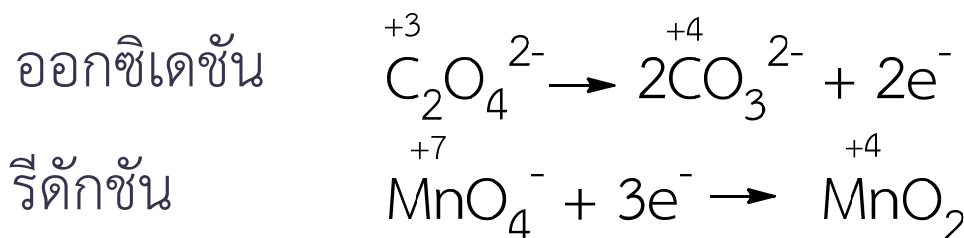
ตัวอย่างที่ 4 จงดุลสมการในสารละลายเบส โดยใช้วิธีครึ่งปฏิกิริยา



วิธีทำ เริ่มต้นโดยการระบุคู่ที่มีการเปลี่ยนเลขออกซิเดชัน

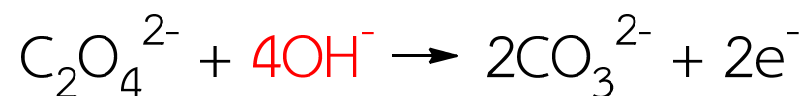


ขั้นที่ 1 แยกครึ่งปฏิกิริยา ชดเชยการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันโดยเติม e^- ด้านที่มีค่าเลขออกซิเดชันมากกว่า แล้วดุลธาตุรีดอกซ์

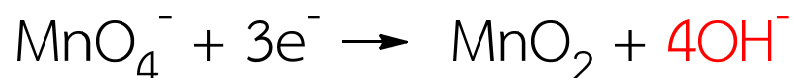


ขั้นที่ 2 ดุลประจุของแต่ละครึ่งปฏิกิริยา

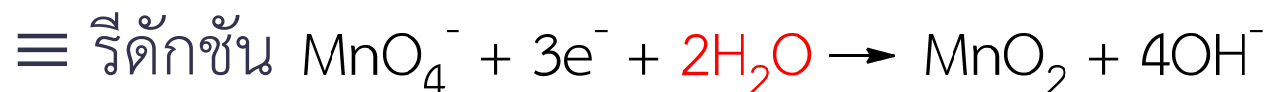
≡ ออกซิเดชัน ดุลประจุลบโดยเติม OH^- ฝั่งที่ขาด



≡ รีดักชัน ดุลประจุลบโดยเติม OH^- ฝั่งที่ขาด

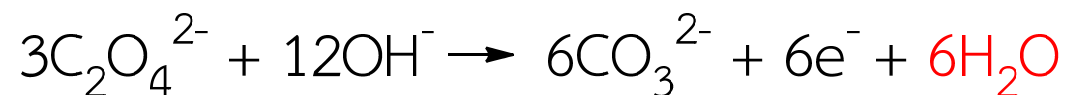


ขั้นที่ 3 ดุลอะตอม O, H โดยเติม H_2O ลงในฝั่งที่ขาด

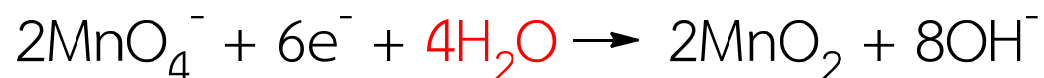


ขั้นที่ 4 ทำอิเล็กตรอนของแต่ละครึ่งปฏิกิริยาให้เท่ากัน

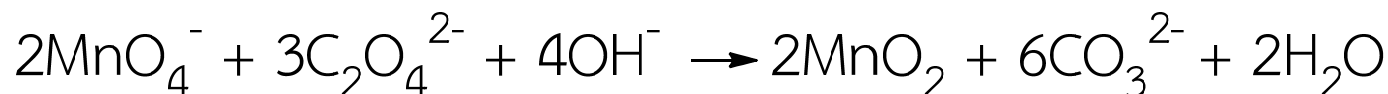
≡ ออกซิเดชัน เอา 3 คูณทั้งสมการ



≡ รีดักชัน เอา 2 คูณทั้งสมการ



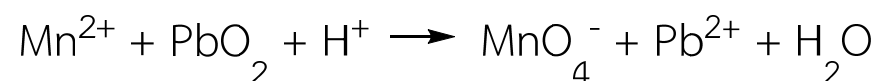
ขั้นที่ 5 รวมสองครึ่งปฏิกิริยาเข้าด้วยกัน



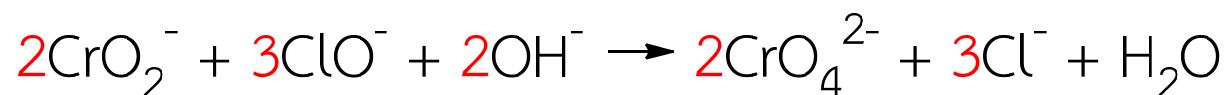
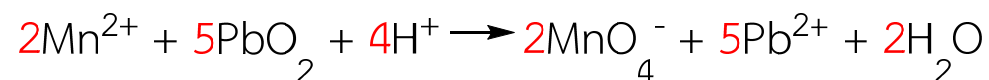
ขั้นที่ 6 ทำให้เป็นเลขลงตัวอย่างต่ำ (ต่ำแล้ว ไม่ต้องทำ)

การบ้าน (ส่ง ชม.หน้า)

จงแสดงวิธีการดุลสมการรีดอกซ์ด้วยวิธีครึ่งปฏิกิริยา



เฉลย



ข้อคิด

แมวจะพันธุอะไรไม่สำคัญ ขอให้จับหนูได้เป็นพอ

NEVER DO TODAY WHAT SHOULD BE DONE
TOMORROW.

“หากไม่เริ่มทำวันนี้ พรุ่งนี้จะมีอะไรสำเร็จ”

1.3 เซลล์ไฟฟ้าเคมี (Electrochemical cell)

เป็นเครื่องมือหรืออุปกรณ์ที่ต่อครบวงจรเพื่อแสดงให้เห็นว่าภายในเซลล์มีการให้และรับอิเล็กตรอน ในเซลล์ไฟฟ้าเคมีจะประกอบด้วย 2 ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน

เซลล์ไฟฟ้าเคมีแบ่งออกได้เป็น 2 ประเภท

ก. เซลล์เคมี (Chemical cell)

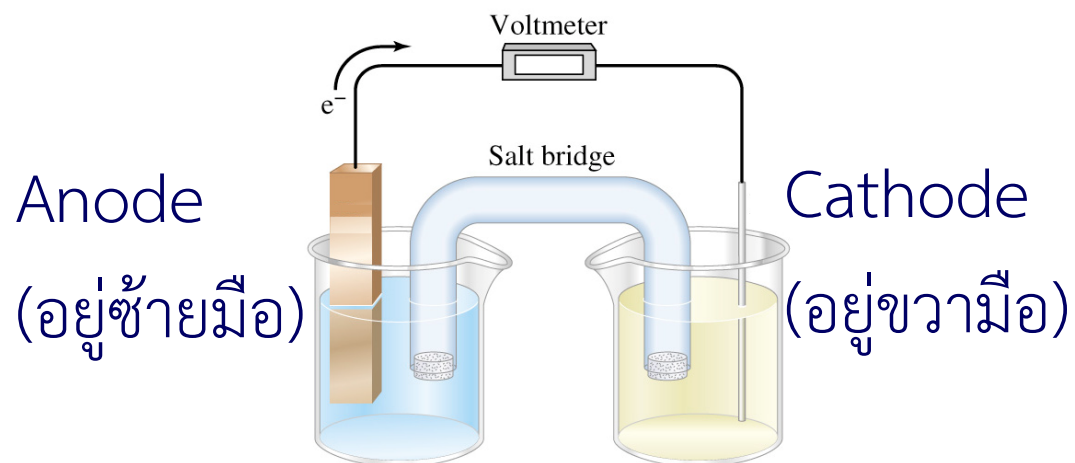
ข. เซลล์อิเล็กโทรไลต์ (Electrolytic cell)

1.3.1 เซลล์เคมี (Chemical cell)

เป็นเซลล์ไฟฟ้าเคมีที่ใช้เปลี่ยนพลังงานเคมีให้เป็นพลังงานไฟฟ้า ซึ่งไฟฟ้าเกิดจากสารเคมีทำปฏิกิริยากัน แบ่งย่อยได้อีก 2 ประเภท คือ

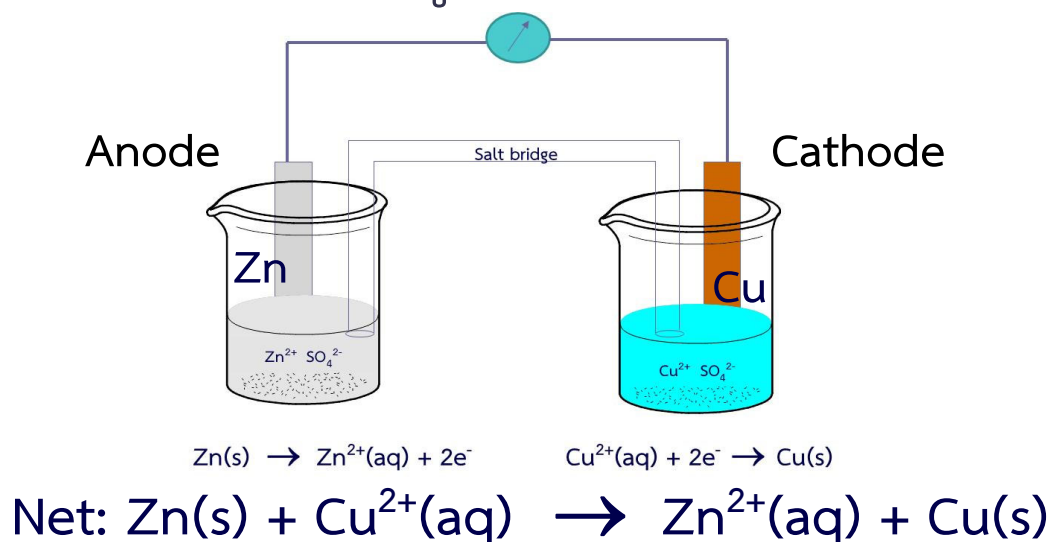
ก. เซลล์กัลวานิก (Galvanic cell)

ข. เซลล์ความเข้มข้น (Concentration cell)

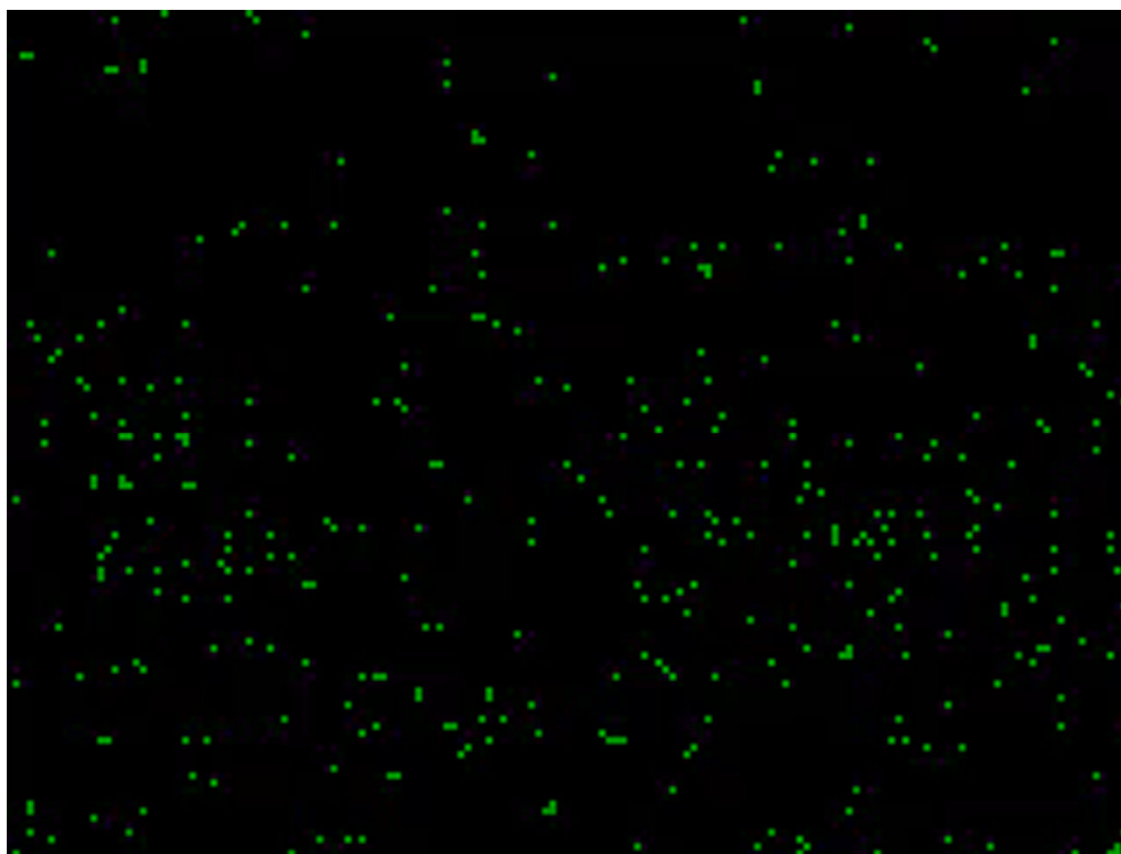


ก. เซลล์กัลวานิก

เป็นเซลล์ที่ทำหน้าที่สร้างกระแสไฟฟ้าจากการเกิดปฏิกิริยาเคมี การสร้างเซลล์ทำได้ง่าย โดย ใช้โลหะสังกะสี (Zn) และทองแดง (Cu) จุ่มลงในสารละลายแล้วต่อครึ่งเซลล์ด้วยสะพานเกลือเพื่อรักษาสมดุลของไอออน ต่อสายไฟเข้ากับโวลมิเตอร์ จะได้กระแสไฟฟ้า หลังจากนั้นโลหะสังกะสีจะถูกกัดกร่อน ส่วนโลหะทองแดงจะหนักขึ้น



วิธีโอบการเกิดพลังงานไฟฟ้าของเซลล์



การเขียนแผนภาพของเซลล์กัลวานิก

มีหลักการดังต่อไปนี้

1. เขียนครึ่งเซลล์ปฏิกิริยาออกซิเดชันไว้ทางซ้ายมือ โดยให้ขั้วไฟฟ้าอยู่ซ้ายสุด แล้วขีดคั่น (|) ระหว่างขั้วไฟฟ้ากับไอออนในสารละลาย เช่น $\text{Zn(s)}|\text{Zn}^{2+}(\text{x M})$
2. เขียนครึ่งเซลล์ปฏิกิริยารีดักชันไว้ทางขวามือ โดยให้ขั้วไฟฟ้าอยู่ขวาสุด แล้วขีดคั่น (|) ระหว่างขั้วไฟฟ้ากับไอออนในสารละลาย เช่น $\text{Cu}^{2+}(\text{y M})|\text{Cu(s)}$
3. ใช้เครื่องหมาย || แทนสะพานเกลือ เช่น $\text{Zn(s)}|\text{Zn}^{2+}(\text{xM})||\text{Cu}^{2+}(\text{yM})|\text{Cu(s)}$

- $$\text{Cu(s)}|\text{Cu}^{2+}(0.1\text{M})||\text{Ag}^{+}(0.1\text{M})|\text{Ag(s)}$$

5. สำหรับครึ่งเซลล์ที่ประกอบด้วยโลหะกับแก๊ส ใช้เส้นเดี่ยว |
 ขีดคั่นระหว่างขั้วไฟฟ้ากับแก๊สและระหว่างไอออนในสารละลาย
 เช่น $\text{Pt(s)}|\text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ atm})|\text{H}^+(\text{aq})$

6. สำหรับครึ่งเซลล์ที่มีสารสถานะเดียวกันมากกว่าหนึ่งชนิด ให้ใช้เครื่องหมายจุลภาคคั่นระหว่างไอออนทั้งสอง เช่น $\text{Fe(s)}|\text{Fe}^{2+}(\text{aq}),\text{Fe}^{3+}(\text{aq})||\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu(s)}$

ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์และศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานครึ่งเซลล์

ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ได้มาจากศักย์ไฟฟ้าครึ่งเซลล์แคโทดลบด้วยครึ่งเซลล์แอโนด

ครึ่งเซลล์ไฟฟ้าเคมีแต่ละชนิดจะมีศักย์ไฟฟ้าประจำตัวเป็นค่าเฉพาะ เรียกว่า ศักย์ไฟฟ้าครึ่งเซลล์ ซึ่งเป็นค่าที่บอกให้ทราบถึงความสามารถในการแย่งชิงอิเล็กตรอน

การวัดศักย์ไฟฟ้าครึ่งเซลล์จะต้องวัดเทียบกับศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานครึ่งเซลล์

สภาวะมาตรฐานที่กำหนดให้เป็นสภาวะอ้างอิงของครึ่งเซลล์มาตรฐาน

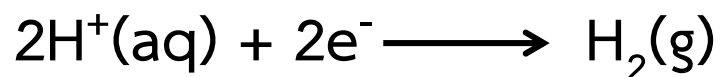
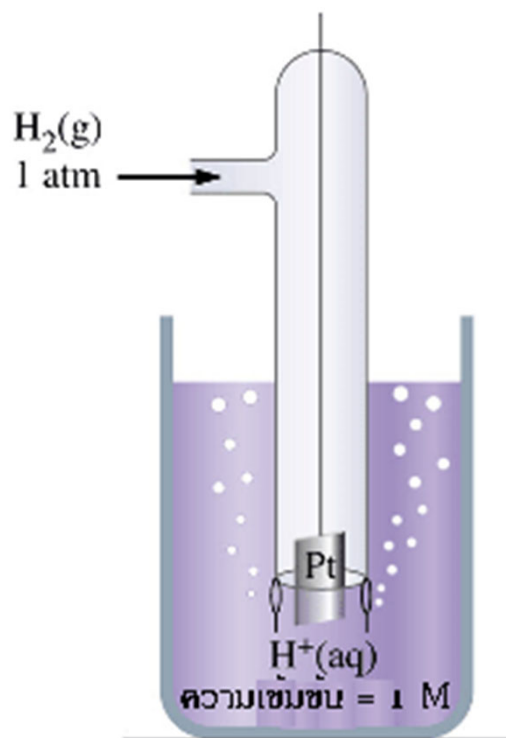
1. ครึ่งเซลล์จะต้องมีความเข้มข้น 1 M
2. ถ้าเป็นแก๊สใช้ความดัน 1 atm
3. ใช้อุณหภูมิที่ 25 °C
4. กำหนดให้ศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์มาตรฐาน = 0 V

ครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนถูกใช้เป็นครึ่งเซลล์มาตรฐาน (มีศักย์ไฟฟ้า = 0 โวลต์)

ครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนมาตรฐาน หรือ ขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐาน (Standard Hydrogen Electrode: SHE)

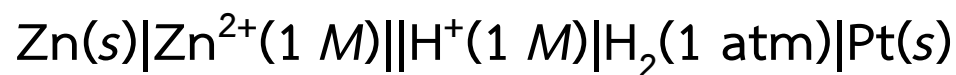
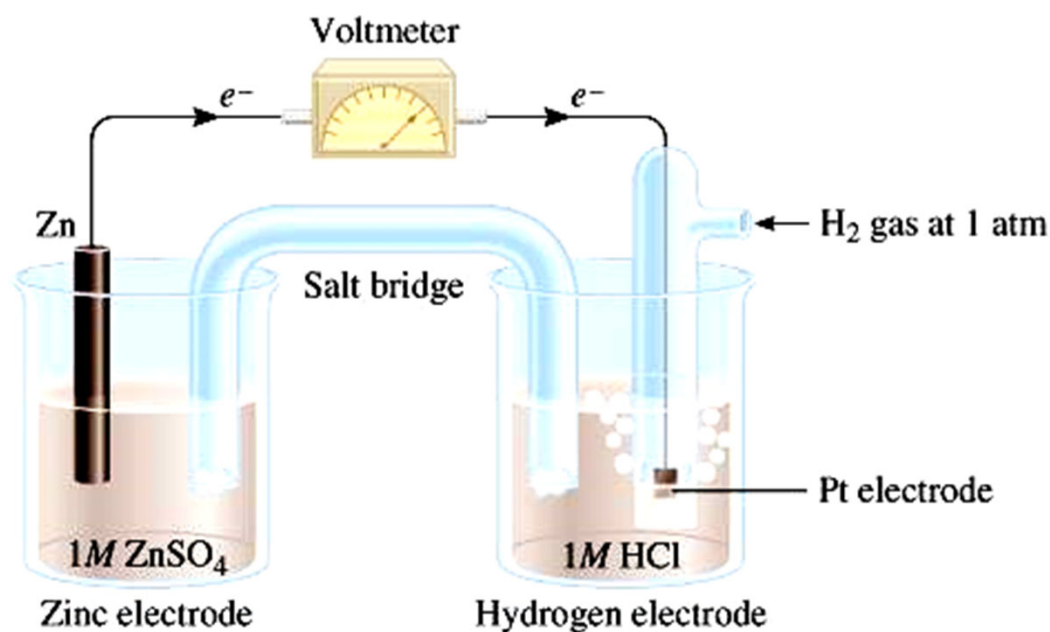
ประกอบด้วย

- ขั้วแพลตินัม (อิเล็กโทรดเฉื่อย)
- สารละลายอิเล็กโทรไลต์เป็นกรดไฮโดรคลอริก 1 M
- อุณหภูมิ 25°C
- แก๊สไฮโดรเจนความดัน 1 บรรยากาศ



ค่าศักย์มาตรฐานของครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนมาตรฐานเท่ากับ
0.00 V ใช้สัญลักษณ์ $E^\circ \text{H}_2 = 0.00 \text{ V}$ ที่ทุกอุณหภูมิ

ตัวอย่าง ถ้าต้องการหา E° ของครึ่งเซลล์ $\text{Zn(s)}|\text{Zn}^{2+}(1\text{M})$ ทำได้ดังนี้



อ่านศักย์ไฟฟ้าของเซลล์มาตรฐานได้ = -0.76 V

การคำนวณ $\text{Zn(s)}|\text{Zn}^{2+}(1\text{ M})||\text{H}^{+}(1\text{ M})|\text{H}_2(1\text{ atm})|\text{Pt(s)}$

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

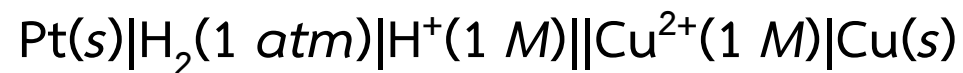
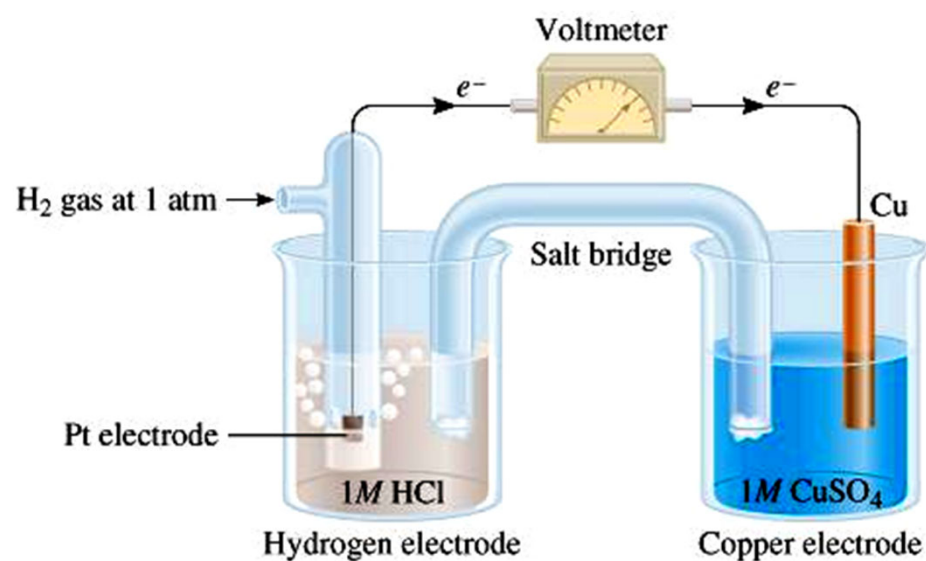
$$E_{\text{cell}}^0 = E_{\text{H}^+|\text{H}_2}^0 - E_{\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}}^0$$

$$0.76\text{V} = 0 - E_{\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}}^0$$

$$E_{\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}}^0 = -0.76\text{V}$$

ซึ่ง -0.76 V ตรงกับค่าที่อ่านได้จากเครื่องมือ

ถ้าต้องการหา E° ของครึ่งเซลล์ $\text{Cu(s)}|\text{Cu}^{2+}(1\text{M})$ ทำได้ดังนี้



อ่านศักย์ไฟฟ้าของเซลล์มาตรฐานได้ = +0.34 V

การคำนวณ $\text{Pt(s)}|\text{H}_2(1 \text{ atm})|\text{H}^+(1 \text{ M})||\text{Cu}^{2+}(1 \text{ M})|\text{Cu(s)}$

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

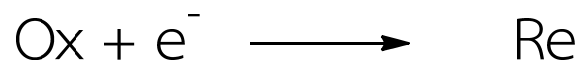
$$E_{\text{cell}}^0 = E_{\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}}^0 - E_{\text{H}^+|\text{H}_2}^0$$

$$0.34 \text{ V} = E_{\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}}^0 - 0$$

$$E_{\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}}^0 = 0.34 \text{ V}$$

ซึ่ง +0.34 V ตรงกับค่าที่อ่านได้จากเครื่องมือ

ตาราง ค่าศักย์ไฟฟ้ารีดักชันมาตรฐาน (E°)



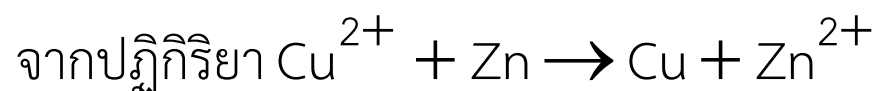
	Reduction Half-Reaction	E° (V)	
Stronger oxidizing agent 	$\text{F}_2(\text{g}) + 2e^- \longrightarrow 2\text{F}(\text{aq})$	2.87	Weaker reducing agent 
	$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1.78	
	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 5e^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1.51	
	$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	1.36	
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6e^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1.33	
	$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1.23	
	$\text{Br}_2(\text{l}) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq})$	1.09	
	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(\text{s})$	0.80	
	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + e^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	0.77	
	$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	0.70	
	$\text{I}_2(\text{s}) + 2e^- \longrightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$	0.54	
	$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4e^- \longrightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$	0.40	
	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$	0.34	
	$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	0.15	
	$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0	
Weaker oxidizing agent	$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0.13	Stronger reducing agent
	$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0.26	
	$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Cd}(\text{s})$	-0.40	
	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0.45	
	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0.76	
	$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	-0.83	
	$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3e^- \longrightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1.66	
	$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2.37	
	$\text{Na}^+(\text{aq}) + e^- \longrightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2.71	
	$\text{Li}^+(\text{aq}) + e^- \longrightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3.04	

ข้อสรุปเกี่ยวกับ E°

1. เป็นบวก แย่ง e^- ได้ดี
2. เป็นบวก เป็นตัว Ox ที่แรง
3. เป็นบวก แย่ง e^- เก่งกว่า H^+
4. โลหะมักจะมี E° เป็นลบ
5. โลหะเป็นตัว Re ที่ดี
6. ใช้พิจารณาครึ่งเซลล์ว่าเป็นแคโทด (E° เป็นบวกมากกว่า) หรือแอโนด (E° เป็นลบหรือบวกน้อยกว่า)
7. เมื่อกลับทิศของปฏิกิริยา E° จะมีทิศตรงกันข้าม
8. E° เป็นบวกปฏิกิริยาเกิดได้เอง
9. ใช้เทียบเพื่อหาศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ตามสมการเนิร์นสต์
10. E° ไม่ขึ้นกับความเข้มข้นหรือจำนวนโมล

สมการของเนิร์นส์ (Nernst's equation)

การหาค่าศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ (E) ในกรณีที่ความเข้มข้นไม่เท่ากับ 1 M



$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

$$E = E^0 - \frac{2.303RT}{nF} \log Q$$

เมื่อ $Q = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$

$$E = E^0 - \frac{2.303RT}{nF} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} = E^0 - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

ค่าคงที่

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

$$T = \text{Kelvin} = 273 + ^\circ\text{C}$$

n = Number of electron

$$F = 96,487 \text{ J V}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

จากปฏิกิริยา $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cd}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{Cd}^{2+}(\text{aq})$

ถ้า $[\text{Fe}^{2+}] = 0.60 \text{ M}$ และ $[\text{Cd}^{2+}] = 0.010 \text{ M}$ จงหา E ของเซลล์ที่ 298 K และ $n = 2$

กำหนด $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) \quad E^0 = -0.44 \text{ V}$

กำหนด $\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{s}) \quad E^0 = -0.40 \text{ V}$

วิธีทำ $E^0 = E^0(\text{Fe}^{2+}) - E^0(\text{Cd}^{2+})$

$$= -0.44 \text{ V} - (-0.40 \text{ V})$$

$$= -0.04 \text{ V}$$

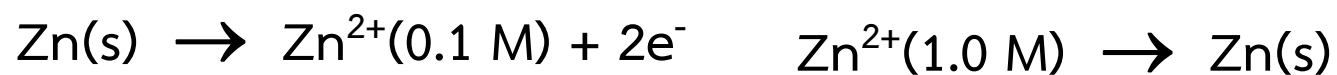
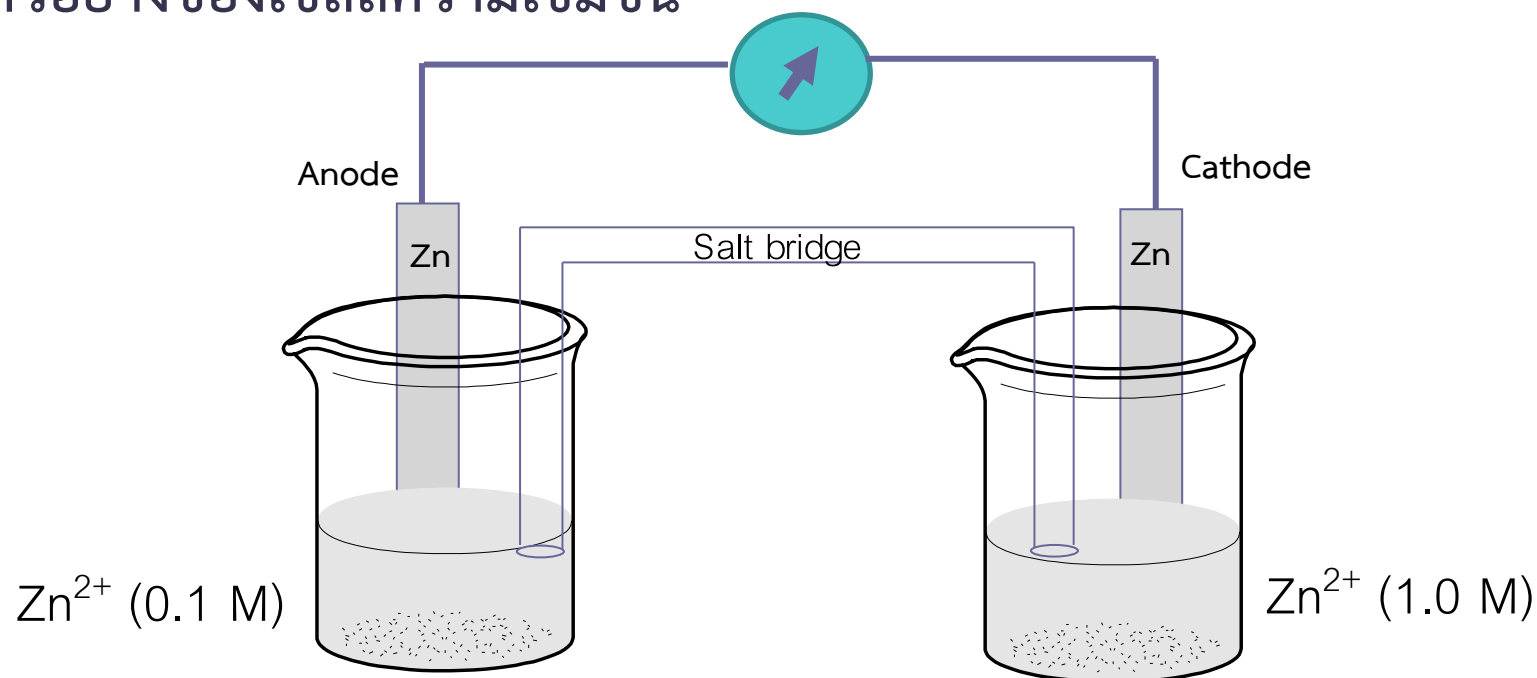
$$E = E^0 - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[\text{Cd}^{2+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

$$= -0.04 \text{ V} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{[0.010]}{[0.60]} = 0.013 \text{ V}$$

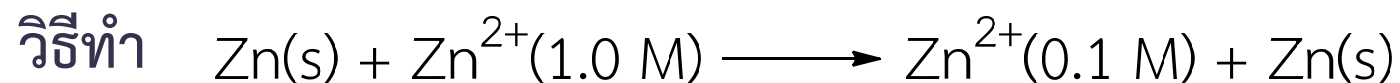
ข. เซลล์ความเข้มข้น (Concentration cell)

ประกอบด้วยขั้วไฟฟ้าชนิดเดียวกัน 2 ขั้วจุ่มอยู่ในสารละลายชนิดเดียวกัน แต่มีความเข้มข้นไม่เท่ากัน เมื่อต่อให้ครบวงจรไฟฟ้า จะมีกระแสไฟฟ้าเกิดขึ้น อิเล็กตรอนจะไหลจากเซลล์ที่มีความเข้มข้นน้อย ไปยังครึ่งเซลล์ที่มีความเข้มข้นมาก แต่ปฏิกิริยาจะเกิดจากสารละลายที่มีความเข้มข้นมากไปยังสารละลายที่มีความเข้มข้นน้อย เนื่องจากเซลล์นี้เป็นชนิดเดียวกัน ดังนั้น $E^0 = 0 \text{ V}$ เซลล์ชนิดนี้ใช้ประโยชน์ในการหาค่าคงที่สมดุลของการละลาย (K_{sp}) ของเกลือที่ละลายได้ยาก เช่น AgCl , BaSO_4 , CaCO_3

ตัวอย่างของเซลล์ความเข้มข้น



จงคำนวณหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์นี้



ค่า E^0 ของ $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn} = -0.76 \text{ V}$

$$\begin{aligned}
 E_{\text{cell}} &= E_{\text{cathode}} - E_{\text{anode}} \\
 &= (E_{\text{Zn}}^0 - \frac{0.0592}{2} \log(1.0)) - (E_{\text{Zn}}^0 - \frac{0.0592}{2} \log(0.1)) \\
 &= -0.76 \text{ V} - \frac{0.0592}{2} \log(1.0) \text{ V} - (-0.76 \text{ V}) + \frac{0.0592}{2} \log(0.1) \text{ V} \\
 &= 0 \text{ V} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{(0.1)}{(1.0)} \text{ V} \\
 &= 0.0296 \text{ V}
 \end{aligned}$$

1.3.1.3 ประเภทของเซลล์กัลวานิก

แบ่งออกเป็น 2 ชนิด คือ เซลล์ปฐมภูมิ และ เซลล์ทุติยภูมิ

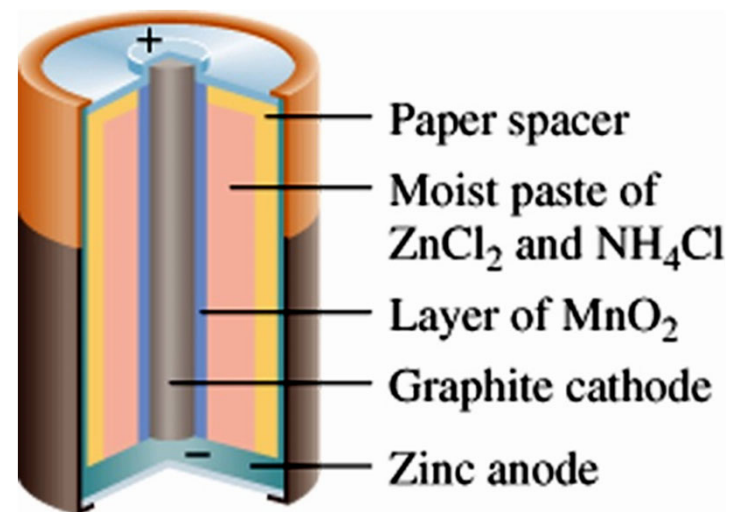
- ❖ เซลล์ปฐมภูมิ สร้างแล้วสามารถใช้ได้ทันที แต่เมื่อใช้หมดแล้วต้องทิ้ง
- ❖ เซลล์ทุติยภูมิ สร้างแล้วต้องมีการประจุไฟฟ้าก่อน เมื่อใช้หมดแล้วสามารถประจุใหม่ได้อีก

ตัวอย่างเซลล์ปฐมภูมิและเซลล์ทุติยภูมิ

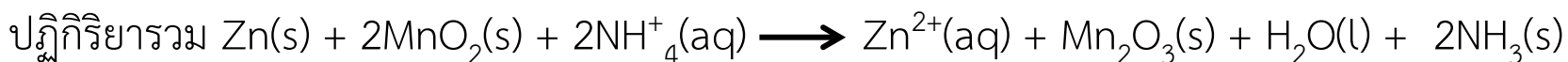
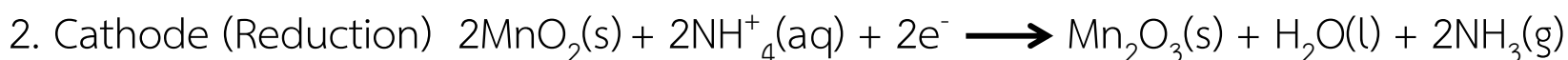
เซลล์ปฐมภูมิ	เซลล์ทุติยภูมิ
เซลล์ถ่านไฟฉาย	เซลล์สะสมไฟฟ้าแบบตะกั่ว
เซลล์แอลคาไลน์	เซลล์นิเกิล-แคดเมียม
เซลล์ปรอท	เซลล์โซเดียม-ซัลเฟอร์
เซลล์เชื้อเพลิง	

เซลล์ปฐมภูมิ : เซลล์แห้ง (ถ่านไฟฉาย)

ประกอบด้วยแท่งกราไฟต์ (แคโทด)
และสังกะสี (แอโนด) ภายในจะอัด
ด้วยของผสม NH_4Cl , ZnCl_2 , MnO_2
และแบ่งเปียกทำหน้าที่เป็นอิเล็กโทรไลต์



ปฏิกิริยาที่เกิด



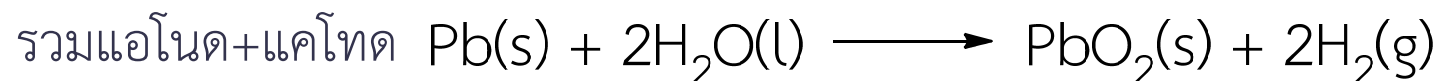
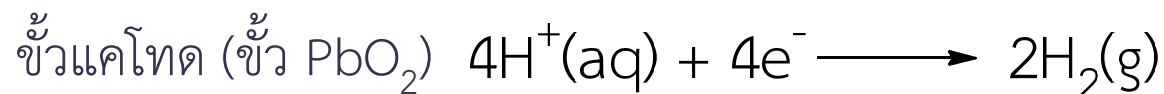
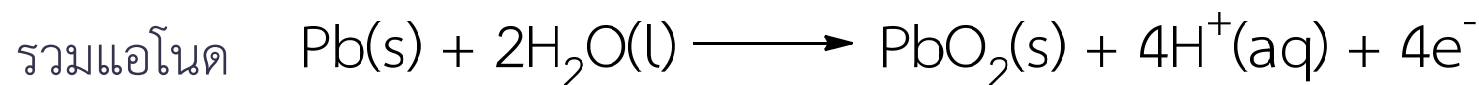
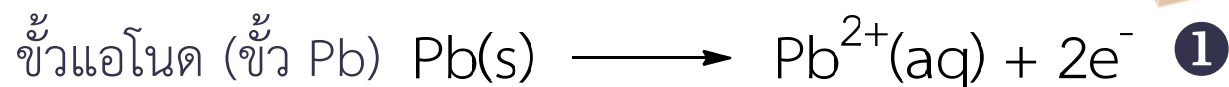
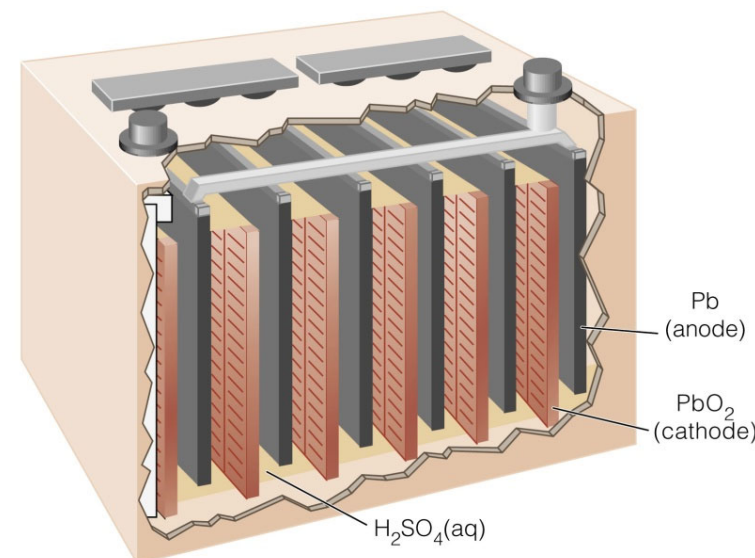
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ จะรวมกับ $\text{NH}_3(\text{g})$ เกิดสารประกอบเชิงซ้อน $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}(\text{aq})$ เพื่อ

รักษาความดันไม่ให้มากเกินไปจนเซลล์ระเบิด เซลล์ชนิดนี้จ่ายไฟได้ 1.5 V

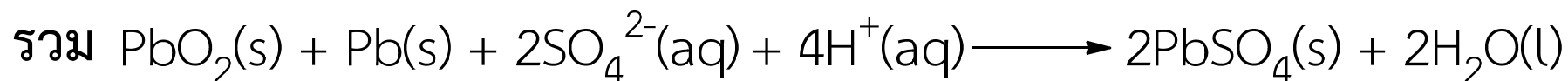
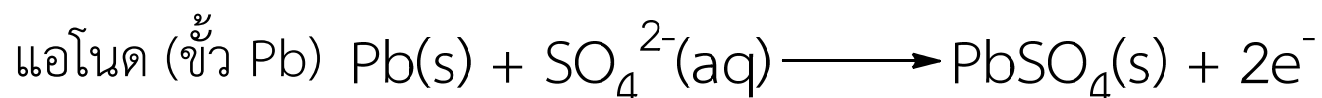
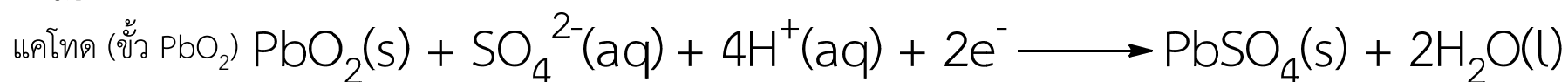
เซลล์ทุติยภูมิ : เซลล์สะสมไฟฟ้าแบบตะกั่ว

ประกอบด้วยแผ่นโลหะตะกั่วอยู่ในสารละลายกรด H_2SO_4 เมื่อสร้างเสร็จจะต้องนำไปประจุไฟฟ้าก่อน

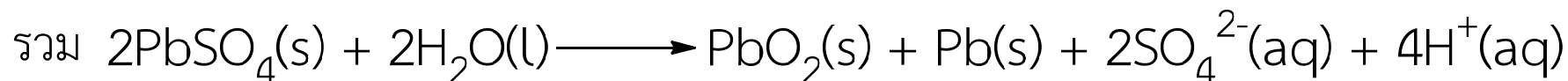
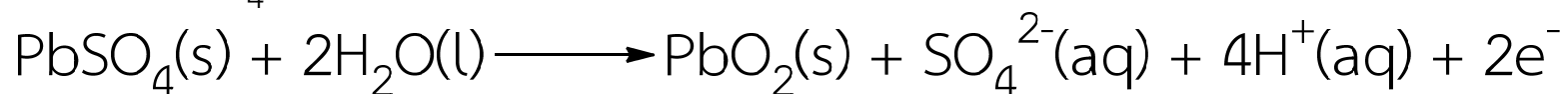
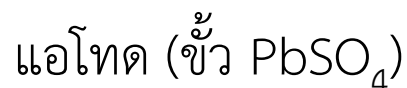
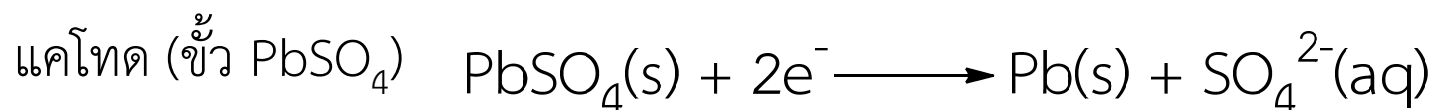
ปฏิกิริยาการประจุไฟ



ปฏิกิริยาการจ่ายไฟ



เมื่อจ่ายไฟหมดจะเกิด PbSO_4 ขึ้นที่ขั้วไฟฟ้าทั้งสองทำให้ต้องประจุใหม่ได้ PbO_2 และ Pb กลับมา **ดังปฏิกิริยาการประจุไฟครั้งที่ 2**



1.3.2 เซลล์อิเล็กโทรไลต์

- ❖ เป็นการใช้พลังงานไฟฟ้าจ่ายเข้าไปในเซลล์เพื่อทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมี
- ❖ ปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้นจะเป็นการย้อนกลับของปฏิกิริยารีดอกซ์ที่ผันกลับได้ ค่า E^0 ของปฏิกิริยาของเซลล์อิเล็กโทรไลต์จะเป็น ลบ

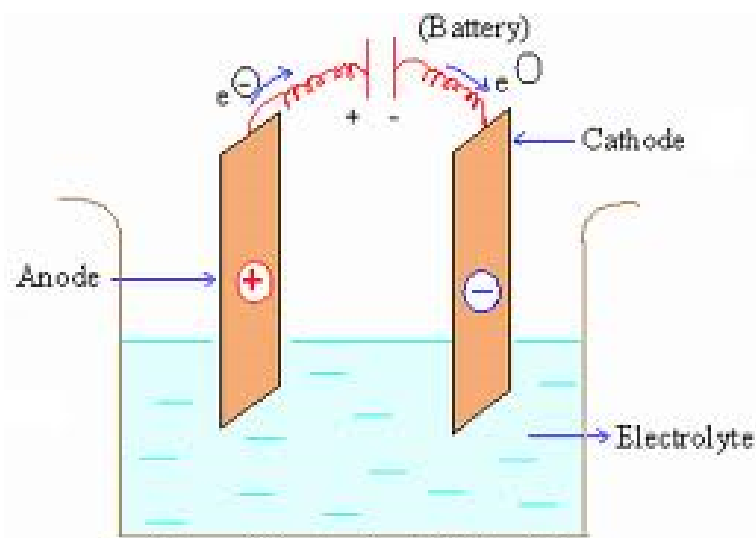


Figure 20 An electrolytic cell

ส่วนประกอบของเซลล์

1. ขั้วไฟฟ้า
2. สารละลายอิเล็กโทรไลต์
3. แหล่งจ่ายพลังงานไฟฟ้า

ตารางเปรียบเทียบระหว่างเซลล์เคมีกับเซลล์อิเล็กโทรไลต์

เซลล์เคมี	เซลล์อิเล็กโทรไลต์
1. เปลี่ยนพลังงานเคมี เป็นพลังงานไฟฟ้า	1. เปลี่ยนพลังงานไฟฟ้า เป็นพลังงานเคมี
2. ขั้วแอโนดเป็นขั้วลบ เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน	2. ขั้วแอโนดเป็นขั้วบวก เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน
3. ขั้วแคโทดเป็นขั้วบวก เกิดปฏิกิริยารีดักชัน	3. ขั้วแคโทดเป็นขั้วลบ เกิดปฏิกิริยารีดักชัน
4. ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์มีค่าบวก	4. ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์มีค่าลบ

ตารางเปรียบเทียบระหว่างเซลล์เคมีกับเซลล์อิเล็กโทรไลต์ ด้าน
 ขั้วไฟฟ้า, ΔG^0 และ E^0_{cell}

ขั้วไฟฟ้า

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ_{\text{cell}}$$

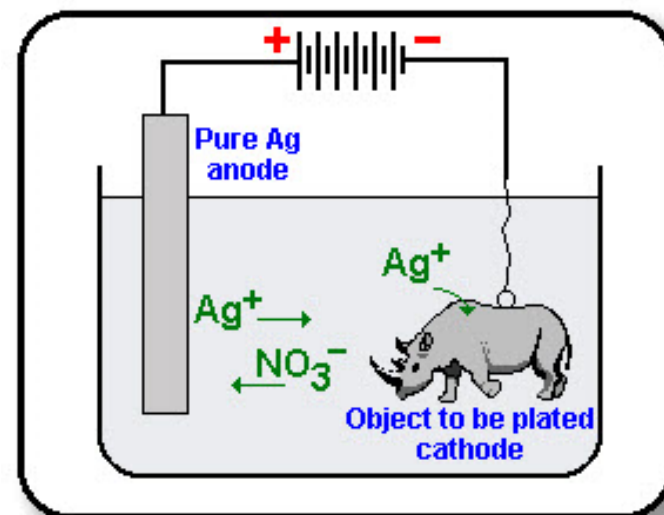
$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = \left(\frac{RT}{nF} \right) \ln K$$

ชนิดของเซลล์	ΔG^0	E^0_{cell}	ชื่อ	เกิดปฏิกิริยา	เครื่องหมาย
เซลล์เคมี	<0	>0	แอโนด	ออกซิเดชัน	ขั้วลบ
			แคโทด	รีดักชัน	ขั้วบวก
เซลล์อิเล็กโทรไลต์	>0	<0	แอโนด	ออกซิเดชัน	ขั้วบวก
			แคโทด	รีดักชัน	ขั้วลบ

ประโยชน์ของเซลล์อิเล็กโทรไลต์

- ❖ การทำโลหะให้บริสุทธิ์
- ❖ การชุบโลหะ
- ❖ เตรียมโลหะที่มีสมบัติเป็นตัวรีดิวซ์อย่างแรง
- ❖ แยกสารละลายด้วยกระแสไฟฟ้า



1.3.2.1 การแยกสารละลายด้วยกระแสไฟฟ้า

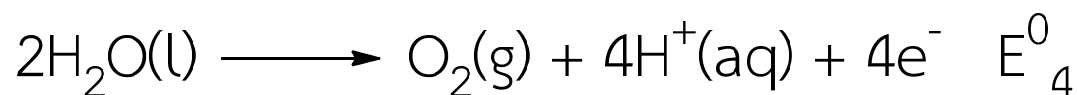
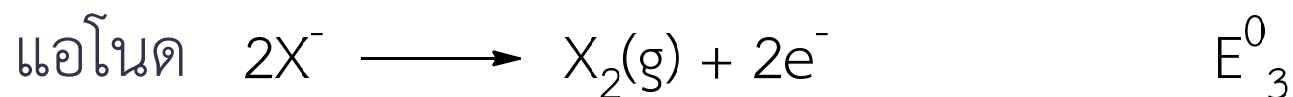
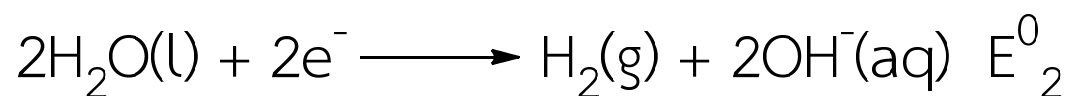
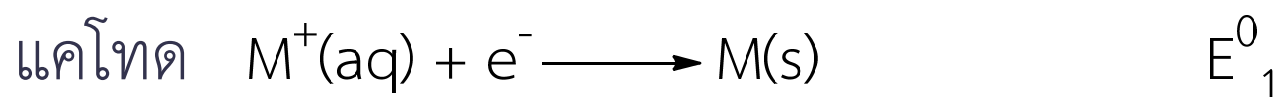
ตัวอย่าง การแยกสารประกอบ MX

สารประกอบแตกตัว $MX(s) \longrightarrow M^+(aq) + X^-(aq)$

ประจุบวกวิ่งเข้าหาขั้วแคโทด (ขั้วลบ) $M^+(aq) + e^- \longrightarrow M(s)$

ประจุลบวิ่งเข้าหาขั้วแอโนด (ขั้วบวก) $2X^- \longrightarrow X_2(g) + 2e^-$

การแยกดังกล่าวจะมีน้ำเข้ามาเกี่ยวข้องกับขั้วไฟฟ้าเสมอ



ที่แคโทด ถ้า $E^0_1 > E^0_2$ แสดงว่า M^+ รับ e^- ได้ดีกว่า H_2O จะเกิดเป็นโลหะ $M(s)$

ที่แอโนด ถ้า $E^0_3 > E^0_4$ แสดงว่า X^- ให้ e^- ได้ดีกว่า H_2O จะได้ผลิตภัณฑ์เป็นแก๊ส $X_2(g)$

ตัวอย่างการแยกสารละลาย CuSO_4 ด้วยกระแสไฟฟ้า

สารแตกตัว $\text{CuSO}_4(\text{s}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

ที่แอโนด (ขั้วบวก) $\text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- \quad E^0 = -2.01 \text{ V}$

$2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \quad E^0 = -1.23 \text{ V}$

ที่แคโทด (ขั้วลบ) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu} \quad E^0 = +0.34 \text{ V}$

$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^- \quad E^0 = -0.83 \text{ V}$

แอโนด เกิด O_2 เพราะ $E^0 \text{H}_2\text{O}$ มากกว่า $E^0 \text{SO}_4^{2-}$

แคโทด เกิด Cu เพราะ $E^0 \text{Cu}^{2+}$ มากกว่า $E^0 \text{H}_2\text{O}$

ปฏิกิริยารวม $2\text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{Cu} + \text{O}_2 + 4\text{H}^+ \quad E^0 = -0.89 \text{ V}$

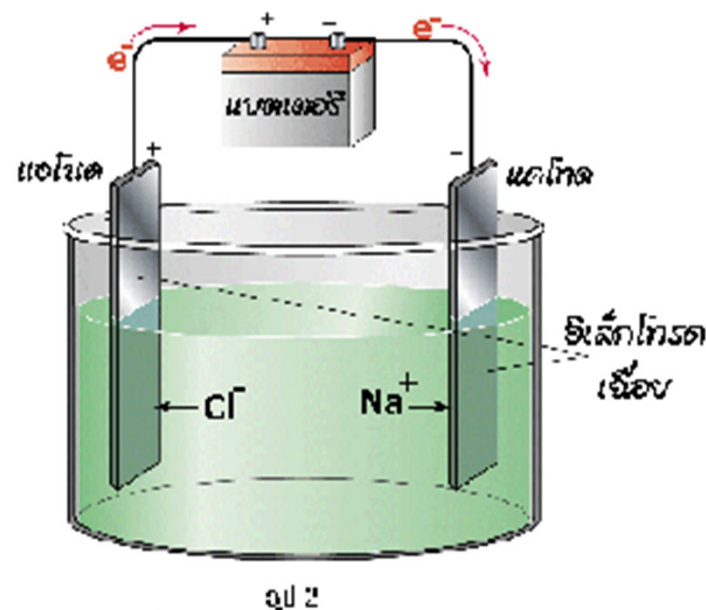
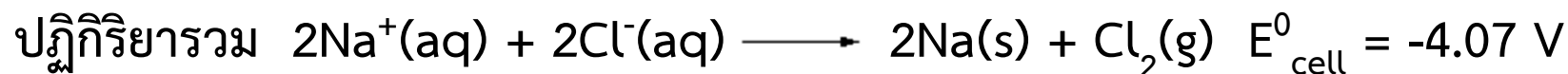
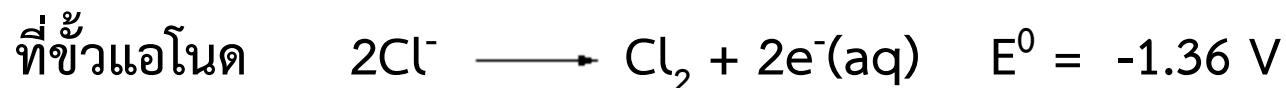
1.3.2.2 การแยกสารที่หลอมเหลวด้วยกระแสไฟฟ้า

ใช้ขั้วไฟฟ้า 2 ขั้ว

โดยให้ขั้วลบเป็นแคโทด Na^+ จะเคลื่อน
เข้าหาขั้วลบ เกิดเป็น Na(s)

ให้ขั้วบวกเป็นแอโนด Cl^- จะเคลื่อน
เข้าหาขั้วบวก เกิดเป็น $\text{Cl}_2(\text{s})$

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น



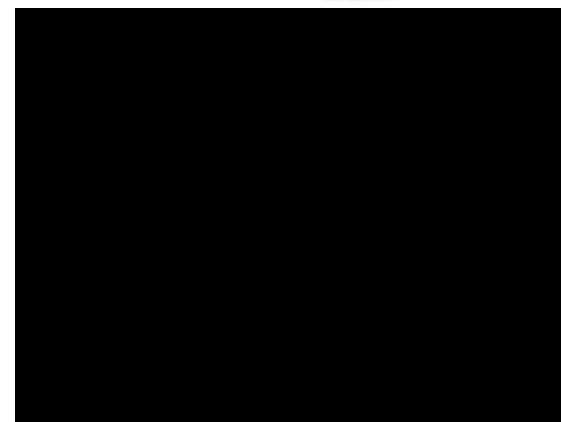
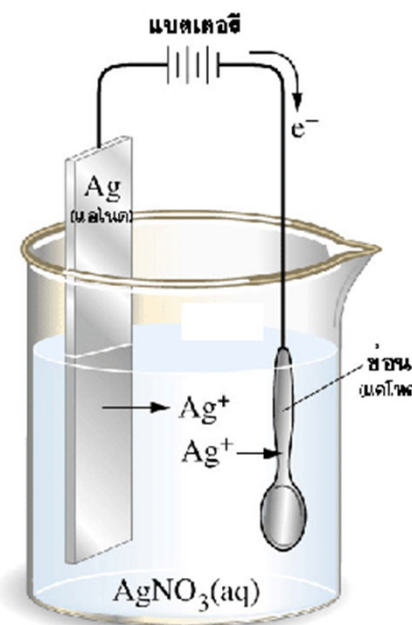
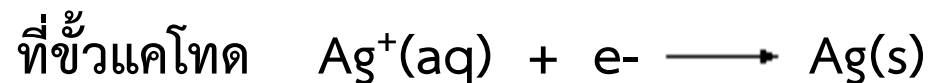
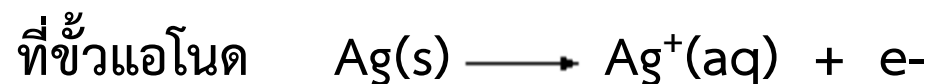
1.3.2.3 การชุบโลหะด้วยกระแสไฟฟ้า

เช่นการชุบซ้อนด้วยเงิน

มีวิธีทำโดยจัดเซลล์ดังนี้

- ❖ ขั้วแอโนด ขั้วบวก : โลหะที่ใช้ชุบ (แท่งเงิน)
- ❖ ขั้วแคโทด ขั้วลบ : โลหะที่ต้องการชุบ (ช้อน)
- ❖ สารละลายอิเล็กโทรไลต์: โลหะไอออนของโลหะที่เป็นแอโนด
- ❖ ไฟฟ้า : กระแสตรง

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น



วิธีโ้การชุบโลหะ

1.3.2.4 การทำโลหะให้บริสุทธิ์โดยใช้เซลล์อิเล็กโทรไลต์

ตัวอย่างเช่นการทำทองแดงให้บริสุทธิ์มากขึ้น โดยทำดังนี้

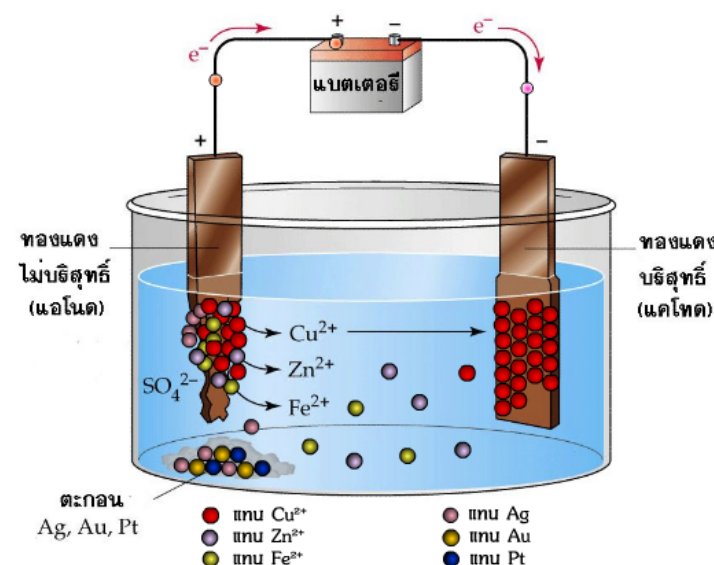
- ❖ โลหะทองแดงที่ไม่บริสุทธิ์ให้เป็นขั้วแอโนด (ขั้วบวก)
- ❖ โลหะทองแดงที่บริสุทธิ์ให้เป็นขั้วแคโทด (ขั้วลบ)
- ❖ ขั้วทั้งสองจุ่มในสารละลายทองแดง

ที่ขั้วแอโนด $\text{Cu(s)} \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

$\text{Fe(s)} \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

$\text{Zn(s)} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

ที่ขั้วแคโทด $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu(s)}$



โลหะ Ag, Au, Pt จะตกตะกอนเพราะมี E^0 มากกว่า Cu

การคำนวณปริมาณโลหะที่เกิดขึ้นจากการแยกสลายด้วยไฟฟ้า

ปริมาณโลหะที่หลุดหรือเคลือบอยู่บนโลหะ คำนวณได้โดยอาศัยกฎของฟาราเดย์

“ไฟฟ้า 1 ฟาราเดย์ (96,487 C) จะแยกสารได้ $1/n$ โมล”

เช่น $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ ถ้าใช้ไฟฟ้า 1 ฟาราเดย์จะแยก Cu ได้ $\frac{1}{2}$ โมล หรือ 31.75 กรัม

หรือถ้าต้องการให้ Al^{3+} เกาะเคลือบบนขั้วไฟฟ้ามีน้ำหนัก 27 กรัม จะใช้กระแสไฟฟ้ากี่คูลอมป์

$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$ ต้องใช้กระแสไฟฟ้า 3 ฟาราเดย์ หรือ เท่ากับ

$3 \times 96,487 \text{ C} = 289,461 \text{ C}$ จึงจะทำให้ Al ที่เคลือบหนัก 27 กรัม

การคำนวณเกี่ยวกับการแยกสารด้วยกระแสไฟฟ้า

ปริมาณไฟฟ้าที่ใช้ = คูลอมป์ (Coulomb; Q)

$$Q = It = \text{กระแส (A)} \times \text{เวลา (s)}$$

$$1 \text{ A s} = 1 \text{ C}$$

กำหนดให้ 1 Faradays = 96,487 Coulomb = 1 mol e^-

จากปฏิกิริยา $\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al}$

หากให้ไฟฟ้า 0.5 A เป็นเวลา 1,000 s จะผลิต Al ? กรัม

$$\begin{aligned} ? \text{ g Al} &= 0.5 \text{ A} \times 1,000 \text{ s} \times \left(\frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A s}}\right) \times \left(\frac{1 \text{ mol } e^-}{96,487 \text{ C}}\right) \times \frac{1 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol } e^-} \times \frac{27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} \\ &= 0.5 \times 1,000 \times \frac{1}{1} \times \left(\frac{1}{96,487}\right) \times \frac{1}{3} \times \frac{27 \text{ g Al}}{1} \\ &= 0.0466 \text{ g Al} \end{aligned}$$

ตัวอย่าง กระแสไฟฟ้า 1.26 A ไหลผ่านเซลล์อิเล็กโทรไลต์ ที่มีสารละลายกรดซัลฟูริกเจือจางเป็นเวลา 7.44 h จงเขียนปฏิกิริยาครึ่งเซลล์ และคำนวณปริมาณแก๊สที่เกิดขึ้นที่ STP

วิธีทำ ครึ่งปฏิกิริยาที่ขั้วแอโนด $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \quad E^0 = -1.23 \text{ V}$

ครึ่งปฏิกิริยาที่ขั้วแคโทด $4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) \quad E^0 = 0.00 \text{ V}$

ปฏิกิริยารวม $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

หาปริมาณกระแสไฟฟ้าในหน่วยคูลอมบ์

$$Q = It$$

$$= 1.26 \text{ A} \times 7.44 \text{ h} \times \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} \times \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A s}}$$

$$= 3.37 \times 10^4 \text{ C}$$

หาปริมาณของแก๊ส O_2 ที่ L ที่ STP

จากปฏิกิริยา พบว่า $1 \text{ mol } O_2 = 4 \text{ mol } e^-$

หาใช้ปริมาณไฟฟ้า $3.37 \times 10^4 \text{ C}$ จะผลิต O_2 ? mol

$$? \text{ mol } O_2 = 3.37 \times 10^4 \text{ C} \times \frac{1 \text{ mol } e^-}{96,487 \text{ C}} \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{4 \text{ mol } e^-}$$

จากสูตร $PV = nRT$ $= 0.0873 \text{ mol } O_2$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$= \frac{(0.0873 \text{ mol } O_2) \times (0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times (273 \text{ K})}{1 \text{ atm}}$$

$$= 1.96 \text{ L } O_2$$

หาปริมาณของแก๊ส H_2 ที่ L ที่ STP

จากปฏิกิริยา พบว่า $2 \text{ mol } H_2 = 4 \text{ mol } e^-$

หาใช้ปริมาณไฟฟ้า $3.37 \times 10^4 \text{ C}$ จะผลิต H_2 ? mol

$$\begin{aligned} ? \text{ mol } H_2 &= 3.37 \times 10^4 \text{ C} \times \frac{1 \text{ mol } e^-}{96,487 \text{ C}} \times \frac{2 \text{ mol } H_2}{4 \text{ mol } e^-} \\ &= 0.175 \text{ mol } H_2 \end{aligned}$$

จากสูตร $PV = nRT$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$\begin{aligned} &= \frac{(0.1476 \text{ mol } H_2) \times (0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times (273 \text{ K})}{1 \text{ atm}} \\ &= 3.91 \text{ L } H_2 \end{aligned}$$

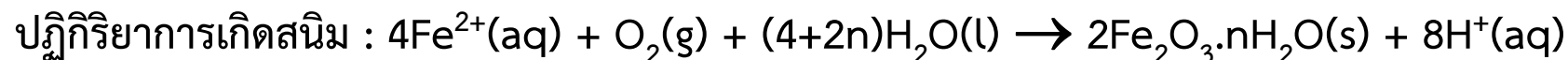
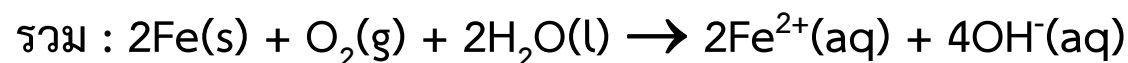
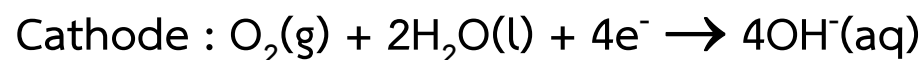
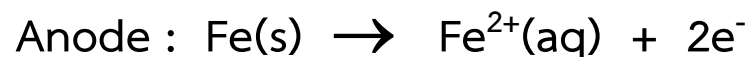
1.3.3 การผุกร่อนของโลหะและการป้องกัน

❖ การผุกร่อนของโลหะเป็นปฏิกิริยารีดอกซ์

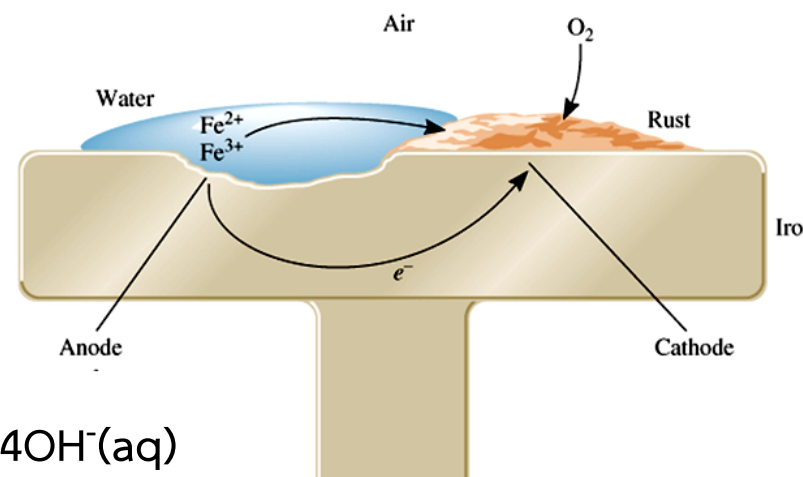
❖ โลหะที่ผุกร่อนเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน

ตัวอย่างการผุกร่อนของเหล็ก

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น



การทำให้เหล็กผุกร่อนช้าลงทำได้โดยให้เหล็กสัมผัสกับโลหะที่มีค่า E^0 น้อยกว่า (เป็นลบมากกว่า) เช่น Zn เพราะ Zn จะแย่ง e^- ได้เร็วกว่าเหล็ก แต่ Zn สามารถให้ e^- แก่ O_2 ได้ดีกว่าเหล็ก ทำให้เหล็กจึงผุกร่อนช้าลง



การป้องกันการผุกร่อนของโลหะ

1. ป้องกันไม่ให้สัมผัสกับ O_2 และ H_2O โดยเคลือบด้วยพลาสติก หรือทาสี
2. ทำให้เป็นโลหะป้องกันสนิม (stainless steel)
3. ฉาบด้วยโลหะที่ออกไซด์ของโลหะนั้นสลายตัวได้ยาก เช่น Zn, Cr, Sn โดยการชุบด้วยไฟฟ้า Zn มีราคาถูก (เกิดสนิมง่าย) แต่เมื่อทำปฏิกิริยากับ H_2O และ O จะเกิดเป็นฟิล์ม ZnO ที่สลายตัวยาก
4. นำโลหะที่มีค่า E^0 เป็นลบมากกว่าไปติดไว้ เรียกว่า Cathodic protection เช่นการนำแมกนีเซียม (ทำหน้าที่เป็นขั้วแอโนด) ไปติดกับถังเหล็ก (ทำหน้าที่เป็นขั้วแคโทด) เพื่อป้องกันถังเหล็กถูกกัดกร่อน





LOGO

จบ สอบกลางภาคตามตารางของมหาวิทยาลัย !!



Victory loves preparation.
ชัยชนะเกิดจากการเตรียมพร้อม