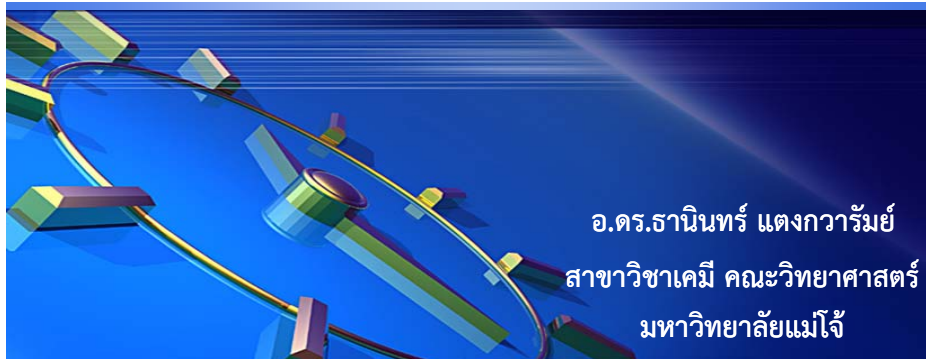




คม103 (2/2557)

## หัวข้อที่ 1. ไฟฟ้าเคมี (Electrochemistry) (6 ชม.)



อ.ดร.ธานินทร์ แดงกวารัมย์  
สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์  
มหาวิทยาลัยแม่โจ้

[www.science.mju.ac.th/chemistry/](http://www.science.mju.ac.th/chemistry/)



2

## บทนำไฟฟ้าเคมี

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



3

## 1.1 ปฏิกิริยารีดอกซ์ (Redox reaction)

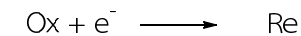
- ❖ ปฏิกิริยารีดอกซ์เรียกว่าปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชันเป็นปฏิกิริยาที่ทำให้ประจุของอะตอม (ในโมเลกุล) หรือไอออน (ในสารประกอบ) เกิดการเปลี่ยนแปลง
- ❖ ประจุของอะตอมหรือของไอออน เรียกว่า เลขออกซิเดชัน (oxidation number) หรือ ออกซิเดชันสเตท (oxidation state)
- ❖ ปฏิกิริยารีดอกซ์ เกิดจาก 2 ลักษณะคือ
  - ก. การให้และรับอิเล็กตรอน
  - ข. การเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน



4

## ก. การให้และรับอิเล็กตรอน

- ❖ แบ่งปฏิกิริยาเป็น 2 ครั้งปฏิกิริยา คือ
  - ครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน คือครึ่งปฏิกิริยาที่มีการรับอิเล็กตรอน



บทท่องจำ รี รับ ลด

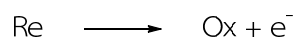
รี = รีดักชัน (ปฏิกิริยา)

รับ = รับอิเล็กตรอน (ตัว Ox รับอิเล็กตรอน)

ลด = ลดเลขออกซิเดชัน (ตัว Ox ลดเลขออกซิเดชัน)

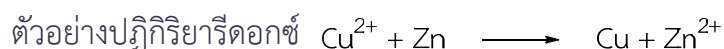
Ox = ตัวออกซิไดซ์ Re = ตัวรีดิวซ์

- ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน ครึ่งปฏิกิริยาที่มีการให้อิเล็กตรอน



เป็นปฏิกิริยาที่เกิดตรงกันข้ามกับครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน

ตัว Re = ตัวรีดิวซ์ ทำหน้าที่ให้อิเล็กตรอน

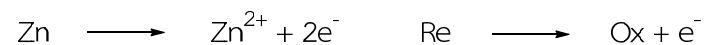


แยกครึ่งปฏิกิริยาเป็น



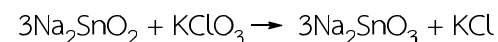
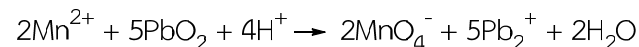
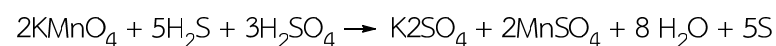
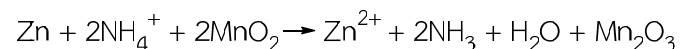
เป็นครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน มี  $\text{Cu}^{2+}$  เป็นตัวออกซิไดซ์ (รับอิเล็กตรอน)

- อีกครึ่งปฏิกิริยาคือ



เป็นครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน มี Zn เป็นตัวรีดิวซ์ (ให้อิเล็กตรอน)

ตัวอย่างปฏิกิริยารีดอกซ์อื่นๆ

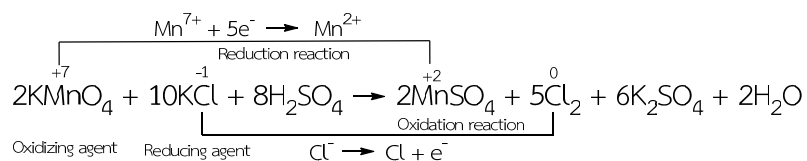


## ข. การเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน

- ❖ เป็นปฏิกิริยารีดอกซ์ที่มีการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันของสารที่ทำปฏิกิริยากัน



เมื่อนำมาเขียนแผนภาพเลขออกซิเดชันจะได้



## เกณฑ์กำหนดค่าเลขออกซิเดชัน

- ❖ เลขออกซิเดชัน คือ ค่าประจุไฟฟ้าของอะตอม หรือ ไอออนของธาตุ โดยอิงตามค่าอิเล็กโทรเนกาติวิตี (EN)
  - อะตอมที่มีค่า EN สูงกว่า จะมีเลขออกซิเดชันเป็นลบ
  - อะตอมที่มีค่า EN ต่ำกว่า จะมีเลขออกซิเดชันเป็นบวก

### เกณฑ์กำหนดค่าเลขออกซิเดชัน

1. ธาตุอิสระ มีเลขออกซิเดชันเป็น 0 เช่น He, Na, O<sub>2</sub>, O<sub>3</sub> ต่างมีเลขออกซิเดชัน = 0
2. ไอออน มีเลขออกซิเดชันเท่ากับประจุของไอออนนั้นๆ เช่น Na<sup>+</sup> มีเลขออกซิเดชัน = +1, Mg<sup>2+</sup> = +2, O<sup>2-</sup> = -2, Cl<sup>-</sup> = -1

- โลหะอัลคาไลน์ (ธาตุหมู่ 1A) ในสารประกอบ มีเลขออกซิเดชัน = +1 เช่น  $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Li}_3\text{PO}_4$  (Na, K, และ Li มีเลขออกซิเดชัน = +1)
- โลหะอัลคาไลน์ เอิร์ท (ธาตุหมู่ 2A) ในสารประกอบ มีเลขออกซิเดชัน = +2 เช่น  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{BaSO}_4$  (Ca, Mg, และ Ba มีเลขออกซิเดชัน = +2)
- เลขออกซิเดชันของไฮโดรเจนเป็น +1 ในสารประกอบทั่วไป เช่น  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (H มีเลขออกซิเดชัน = +1)

- เลขออกซิเดชันของออกซิเจนเป็น -2 ในสารประกอบทั่วไป เช่น  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (O = -2) ยกเว้นในสารประกอบเปอร์ออกไซด์ที่ออกซิเจนจะเป็น -1 เช่น  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{BaO}_2$  ส่วนใน  $\text{OF}_2$  จะเป็น +2
- ธาตุอื่นๆ ให้คำนวณเลขออกซิเดชันโดยใช้หลักดังนี้  
“ผลรวมทางพีชคณิตของเลขออกซิเดชันทุกตัว = ประจุของสาร”  
 $\text{KMnO}_4 = 0 \Rightarrow \text{K} = +1, \text{O} = -2 \times 4 = -8$   
ดังนั้น  $\text{Mn} + 1 + (-8) = 0$   
 $\text{Mn} = +7$

## 1.2 การดุลสมการรีดอกซ์

การดุลสมการรีดอกซ์ จะต้อง ทำให้อะตอมของสารตั้งต้น เท่ากับ อะตอมของสารผลิตภัณฑ์ และทำให้ประจุรวมของสารตั้งต้น เท่ากับ ประจุรวมของสารผลิตภัณฑ์

การดุลสมการรีดอกซ์ทำได้ได้ 2 วิธี คือ

9.2.1 วิธีเลขออกซิเดชัน นับเลขออกซิเดชันเป็นคู่ปฏิกิริยา

9.2.2 วิธีครึ่งปฏิกิริยา แบ่งเป็น 2 ปฏิกิริยา คือ ออกซิเดชันและรีดักชัน

### 1.2.1 วิธีเลขออกซิเดชัน

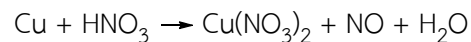
มีหลักการโดยเรียงลำดับเป็นข้อๆ ดังนี้

- เขียนสูตรสารตั้งต้นไว้ทางซ้ายมือ และผลิตภัณฑ์ไว้ทางขวามือ
- หาเลขออกซิเดชันของธาตุที่มีการเปลี่ยนแปลง เขียนกำกับไว้บนธาตุนั้น พร้อมกับเขียนจำนวนเลขที่เพิ่มขึ้น หรือลดลงไว้บนคู่กันนั้นๆ (อโลหะและโลหะทรานซิชัน)
- ทำเลขออกซิเดชันที่เพิ่มขึ้นให้เท่ากับที่ลดลง (โดยการคูณไขว้จำนวนเลขออกซิเดชัน)
- ดุลอะตอมของธาตุที่เปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน ให้เท่ากัน

5. ดุลอะตอมอื่นๆ ให้เท่ากัน เช่น ออกซิเจน และไฮโดรเจน

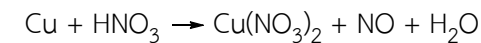
6. ทำให้สมการเป็นเลขลงตัวอย่างต่ำ

⇒ สรุป ทำให้เลขออกซิเดชันเพิ่มเท่ากับลด, ทำอะตอมของธาตุรีดอกซ์ซ้ายขวาให้เท่ากัน, ดุลอะตอมอื่นๆ

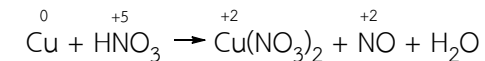


ตัวอย่างที่ 1 จงดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีเลขออกซิเดชัน

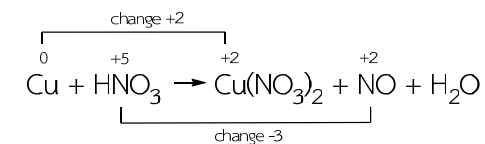
ขั้นที่ 1 เขียนสูตร (โจทย์ให้มา)



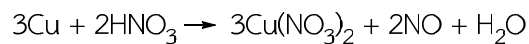
ขั้นที่ 2 หาเลขออกซิเดชัน



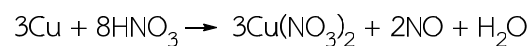
การเปลี่ยนแปลง



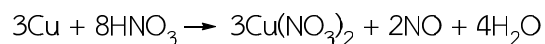
ขั้นที่ 3 ทำให้การเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันเท่ากันโดยคูณไขว้ และดุลอะตอมธาตุรีดอกซ์ ซ้าย ขวา ให้เท่ากัน



ขั้นที่ 4 ดุลอะตอมของธาตุที่เปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน ให้เท่ากัน

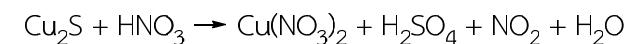


ขั้นที่ 5 ดุลอะตอมอื่นๆ



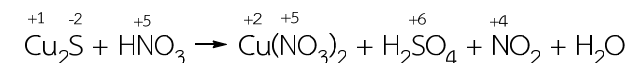
ขั้นที่ 6 ไม่ต้องทำ เพราะเป็นอัตราส่วนอย่างต่ำแล้ว

ตัวอย่างที่ 2

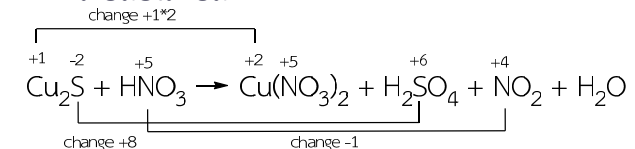


ขั้นที่ 1 เขียนสูตร (ข้าม)

ขั้นที่ 2 หาเลขออกซิเดชัน

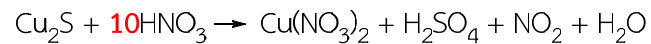


หาการเปลี่ยนแปลง

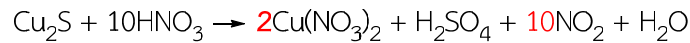


Trick = Cu และ S มีการเปลี่ยนแปลงร่วมกัน ผลรวมการเปลี่ยนแปลงจึงเท่ากับ  $1 \times 2 + 8 = 10$

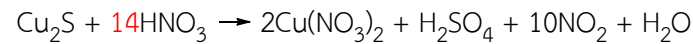
ขั้นที่ 3 ทำให้การเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันเท่ากัน โดยคูณไขว้



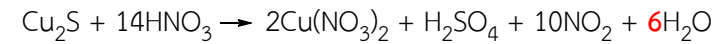
ดุลอะตอมธาตุรีดอกซ์ ซ้าย ขวา ให้เท่ากัน



ขั้นที่ 4 ดุลอะตอมของธาตุที่เปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน ให้เท่ากัน



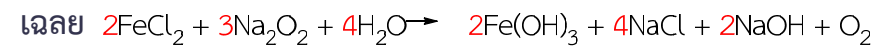
ขั้นที่ 5 ดุลอะตอมอื่นๆ ให้เท่ากัน ที่ยังไม่ได้ดุลคือออกซิเจนและไฮโดรเจน



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

ชดเชยการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันโดยเติม  $e^-$  ด้านที่มีค่าเลขออกซิเดชันมากกว่า แล้วดุลธาตุรีดอกซ์

ขั้นที่ 2 ดุลประจุในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา

ถ้าเกิดในกรดให้เติม  $\text{H}^+$  ถ้าเกิดในเบสให้เติม  $\text{OH}^-$

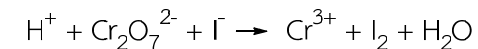
ขั้นที่ 3 ดุลอะตอม O, H ในแต่ละครึ่งโดยเติม  $\text{H}_2\text{O}$

ขั้นที่ 4 ทำให้ไอเล็กตรอนในสองครึ่งปฏิกิริยาเท่ากัน (คูณไขว้ด้วยจำนวนอิเล็กตรอน)

ขั้นที่ 5 รวมสองครึ่งปฏิกิริยา

ขั้นที่ 6 ทำให้เป็นเลขลงตัวอย่างต่ำ

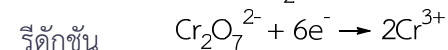
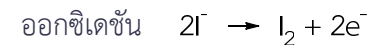
ตัวอย่างที่ 3 จงดุลสมการในสารละลายกรด โดยใช้วิธีครึ่งปฏิกิริยา



วิธีทำ

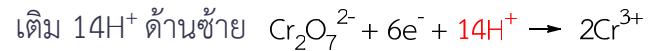
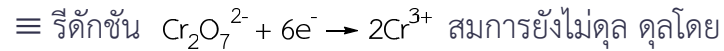
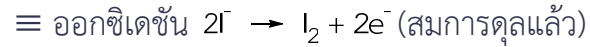
ขั้นที่ 1 แยกครึ่งปฏิกิริยา ชดเชยการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันโดยเติม  $e^-$

ด้านที่มีค่าเลขออกซิเดชันมากกว่า แล้วดุลธาตุรีดอกซ์

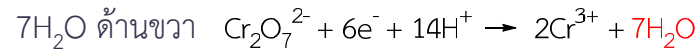
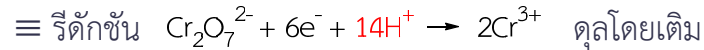
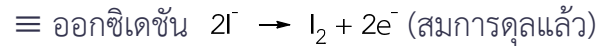


ขั้นที่ 2 ดุลประจุของแต่ละครึ่งปฏิกิริยา

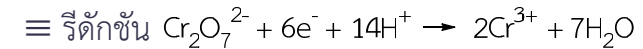
ถ้าเกิดในกรดให้เติม  $H^+$  ถ้าเกิดในเบสให้เติม  $OH^-$



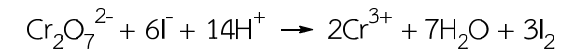
ขั้นที่ 3 ดุลอะตอม O, H ในแต่ละครึ่งโดยเติม  $H_2O$



ขั้นที่ 4 ทำอิเล็กตรอนของแต่ละครึ่งปฏิกิริยาให้เท่ากัน

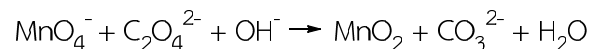


ขั้นที่ 5 รวมสองครึ่งปฏิกิริยาเข้าด้วยกัน

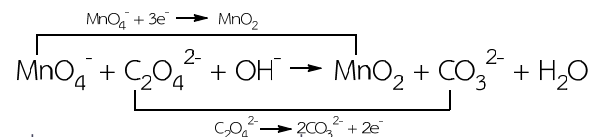


ขั้นที่ 6 ทำให้เป็นเลขลงตัวอย่างต่ำ (ต่ำแล้ว ไม่ต้องทำ)

ตัวอย่างที่ 4 จงดุลสมการในสารละลายเบส โดยใช้วิธีครึ่งปฏิกิริยา

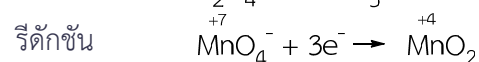
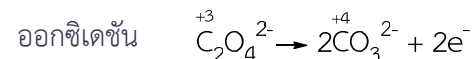


วิธีทำ เริ่มต้นโดยการระบุคู่ที่มีการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน

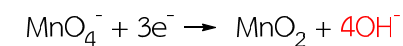
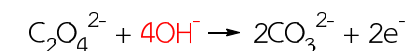


ขั้นที่ 1 แยกครึ่งปฏิกิริยา ชดเชยการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันโดยเติม  $e^-$

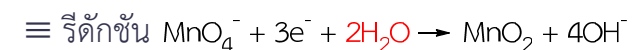
ด้านที่มีค่าเลขออกซิเดชันมากกว่า แล้วดุลธาตุรีดอกซ์



ขั้นที่ 2 ดุลประจุของแต่ละครึ่งปฏิกิริยา

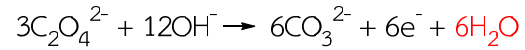


ขั้นที่ 3 ดุลอะตอม O, H โดยเติม  $H_2O$  ลงในฝั่งที่ขาด

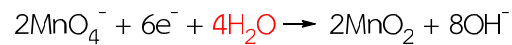


ขั้นที่ 4 ทำอิเล็กตรอนของแต่ละครึ่งปฏิกิริยาให้เท่ากัน

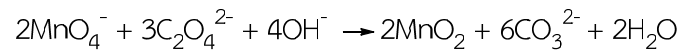
≡ ออกซิเดชัน เอา 3 คูณทั้งสมการ



≡ รีดักชัน เอา 2 คูณทั้งสมการ



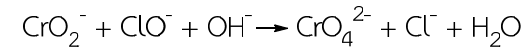
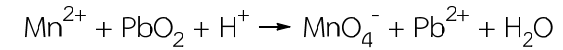
ขั้นที่ 5 รวมสองครึ่งปฏิกิริยาเข้าด้วยกัน



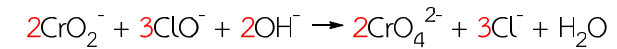
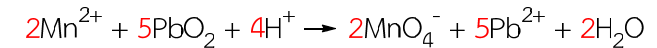
ขั้นที่ 6 ทำให้เป็นเลขลงตัวอย่างต่ำ (ต่ำแล้ว ไม่ต้องทำ)

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)

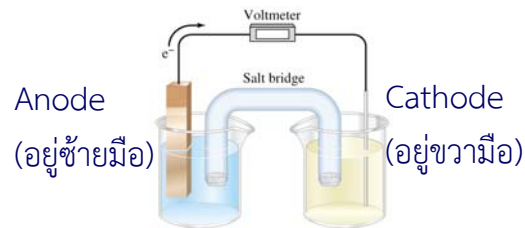
ข. เซลล์อิเล็กโทรไลต์ (Electrolytic cell)

### 1.3.1 เซลล์เคมี (Electrochemical cell)

เป็นเซลล์ไฟฟ้าเคมีที่ใช้เปลี่ยนพลังงานเคมีให้เป็นพลังงานไฟฟ้า ซึ่งไฟฟ้าเกิดจากสารเคมีทำปฏิกิริยากัน แบ่งย่อยได้อีก 2 ประเภท คือ

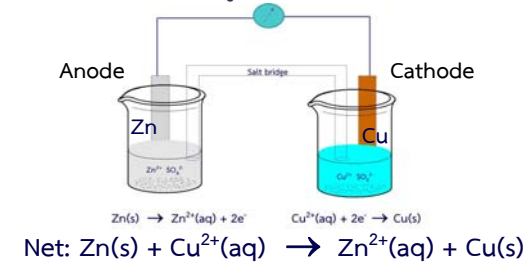
ก. เซลล์กัลวานิก (Galvanic cell)

ข. เซลล์ความเข้มข้น (Concentration cell)

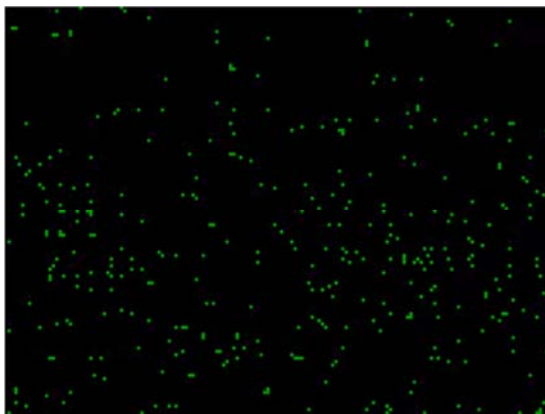


### ก. เซลล์กัลวานิก

เป็นเซลล์ที่ทำหน้าที่สร้างกระแสไฟฟ้าจากการเกิดปฏิกิริยาเคมี การสร้างเซลล์ทำได้ง่าย โดยใช้โลหะสังกะสี (Zn) และทองแดง (Cu) จุ่มลงในสารละลายแล้วต่อครึ่งเซลล์ด้วยสะพานเกลือเพื่อรักษาสสมดุลของไอออน ต่อสายไฟเข้ากับโวลมิเตอร์ จะได้กระแสไฟฟ้า หลังจากนั้นโลหะสังกะสีจะถูกกัดกร่อน ส่วนโลหะทองแดงจะหนักขึ้น



### วิดีโอการเกิดพลังงานไฟฟ้าของเซลล์



### การเขียนแผนภาพของเซลล์กัลวานิก

มีหลักการดังต่อไปนี้

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



- ใส่ความเข้มข้นของอิเล็กโทรไลต์ไว้ในวงเล็บ เช่น  $\text{Cu(s)}|\text{Cu}^{2+}(0.1\text{M})||\text{Ag}^+(0.1\text{M})|\text{Ag(s)}$
- สำหรับครึ่งเซลล์ที่ประกอบด้วยโลหะกับแก๊ส ใช้เส้นเดี่ยว | ชิดคั่นระหว่างขั้วไฟฟ้ากับแก๊สและระหว่างไอออนในสารละลาย เช่น  $\text{Pt(s)}|\text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ atm})|\text{H}^+(\text{aq})$
- 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

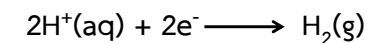
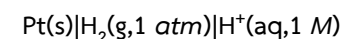
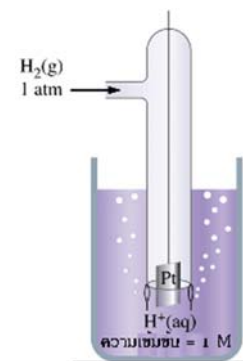
- ครึ่งเซลล์จะต้องมีความเข้มข้น 1 M
- ถ้าเป็นแก๊สใช้ความดัน 1 atm
- ใช้อุณหภูมิที่ 25 °C
- กำหนดให้ศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์มาตรฐาน = 0 V

ครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนถูกใช้เป็นครึ่งเซลล์มาตรฐาน (มีศักย์ไฟฟ้า = 0 โวลต์)

### ครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนมาตรฐาน หรือ ขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐาน (Standard Hydrogen Electrode: SHE)

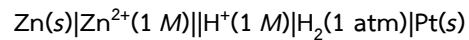
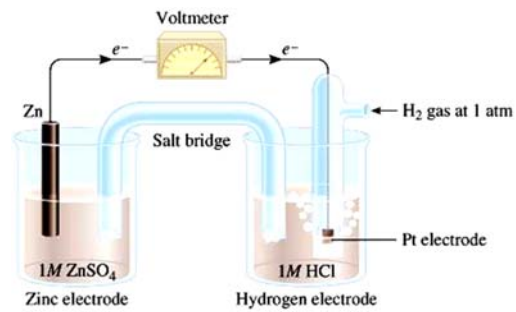
ประกอบด้วย

- 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  $E^\circ$  ของครึ่งเซลล์  $\text{Zn(s)}|\text{Zn}^{2+}(1\text{M})$  ทำได้ดังนี้



อ่านศักย์ไฟฟ้าของเซลล์มาตรฐานได้ = 0.76 V

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

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

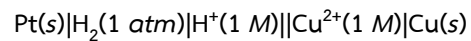
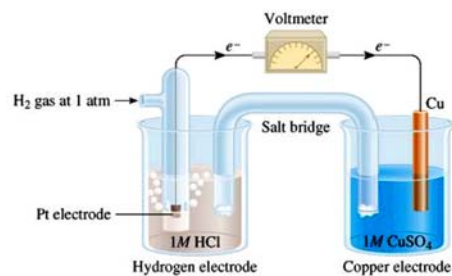
$$E_{\text{cell}}^0 = E_{\text{H}^+|\text{H}_2}^0 - E_{\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}}^0$$

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

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

ซึ่ง -0.76 V ตรงกับค่าที่อ่านได้จากเครื่องมือ

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



อ่านศักย์ไฟฟ้าของเซลล์มาตรฐานได้ = 0.34 V

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

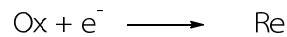
$$E_{\text{cell}}^0 = E_{\text{cathode}}^0 - E_{\text{anode}}^0$$

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

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

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

ซึ่ง 0.34 V ตรงกับค่าที่อ่านได้จากเครื่องมือ

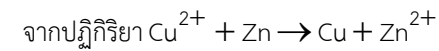
ตาราง ค่าศักย์ไฟฟ้ารีดักชันมาตรฐาน ( $E^0$ )

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

ข้อสรุปเกี่ยวกับ  $E^0$ 

1. เป็นบวก แยก  $e^-$  ได้ดี
2. เป็นบวก เป็นตัว Ox ที่แรง
3. เป็นบวก แยก  $e^-$  เก่งกว่า  $\text{H}^+$
4. โลหะมักจะมี  $E^0$  เป็นลบ
5. โลหะเป็นตัว Re ที่ดี
6. ใช้พิจารณาครึ่งเซลล์ว่าเป็นแคโทด ( $E^0$  เป็นบวกมากกว่า) หรือแอโนด ( $E^0$  เป็นลบหรือบวกน้อยกว่า)
7. เมื่อกลับทิศของปฏิกิริยา  $E^0$  จะมีทิศตรงกันข้าม
8.  $E^0$  เป็นบวกปฏิกิริยาเกิดได้เอง
9. ใช้เทียบเพื่อหาศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ตามสมการเนิร์นสต์
10.  $E^0$  ไม่ขึ้นกับความเข้มข้นหรือจำนวนโมล

## สมการของเนิร์นสต์ (Nernst's equation)

การหาศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ ( $E$ ) ในกรณีที่ความเข้มข้นไม่เท่ากับ 1 M

ค่าคงที่

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

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

n = Number of electron

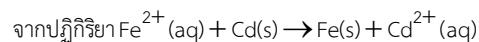
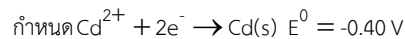
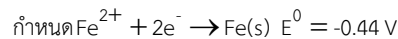
$$F = 96,487 \text{ J V}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

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

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

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

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

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

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

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

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

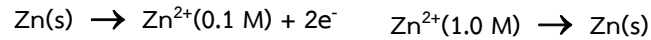
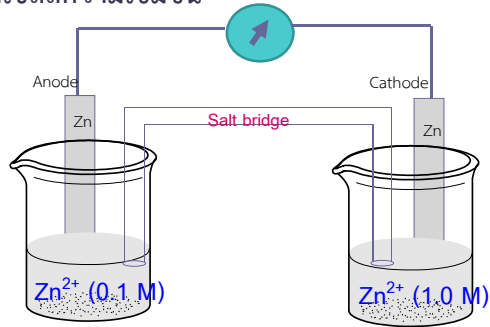
$$E = E^0 - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[\text{Cd}^{2+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

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

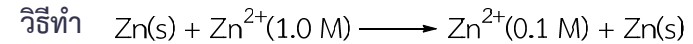
## ข. เซลล์ความเข้มข้น (Concentration cell)

ประกอบด้วยขั้วไฟฟ้าชนิดเดียวกัน 2 ขั้วจุ่มอยู่ในสารละลายชนิดเดียวกัน แต่มีความเข้มข้นไม่เท่ากัน เมื่อต่อให้ครบวงจรไฟฟ้า จะมีกระแสไฟฟ้าเกิดขึ้น อิเล็กตรอนจะไหลจากเซลล์ที่มีความเข้มข้นน้อยไปยังครึ่งเซลล์ที่มีความเข้มข้นมาก แต่ปฏิกิริยาจะเกิดจากสารละลายที่มีความเข้มข้นมากไปยังสารละลายที่มีความเข้มข้นน้อย เนื่องจากเซลล์นี้เป็นชนิดเดียวกัน ดังนั้น  $E^0 = 0 \text{ V}$  เซลล์ชนิดนี้ใช้ประโยชน์ในการหาค่าคงที่สมดุลของการละลาย ( $K_{sp}$ ) ของเกลือที่ละลายได้ยาก เช่น  $\text{AgCl}$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{CaCO}_3$

ตัวอย่างของเซลล์ความเข้มข้น



จงคำนวณหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์นี้



$$E = E_{\text{cathode}} - E_{\text{anode}}$$

$$= (E_{\text{Zn}}^0 - \frac{0.0592}{2} \log(1.0)) - (E_{\text{Zn}}^0 - \frac{0.0592}{2} \log(0.1))$$

$$= -0.76 \text{ V} - \frac{0.0592}{2} \log(1.0) \text{ V} - (-0.76 \text{ V}) + \frac{0.0592}{2} \log(0.1) \text{ V}$$

$$= 0 \text{ V} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{(0.1)}{(1.0)} \text{ V}$$

$$= 0.0296 \text{ V}$$

### 1.3.1.3 ประเภทของเซลล์กัลวานิก

แบ่งออกเป็น 2 ชนิด คือ เซลล์ปฐมภูมิ และ เซลล์ทุติยภูมิ

- ❖ เซลล์ปฐมภูมิ สร้างแล้วสามารถใช้ได้ทันที แต่เมื่อใช้หมดแล้วต้องทิ้ง
- ❖ เซลล์ทุติยภูมิ สร้างแล้วต้องมีการประจุไฟฟ้าก่อน เมื่อใช้หมดแล้วสามารถประจุใหม่ได้อีก

ตัวอย่างเซลล์ปฐมภูมิและเซลล์ทุติยภูมิ

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

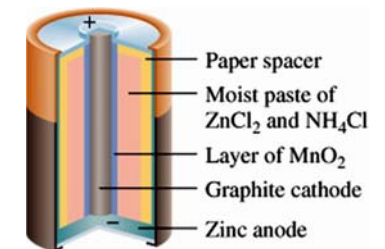
### เซลล์ปฐมภูมิ : เซลล์แห้ง (ถ่านไฟฉาย)

ประกอบด้วยแท่งกราไฟต์ (แคโทด)

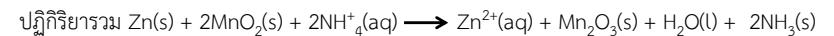
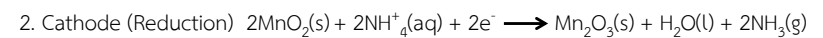
และสังกะสี (แอโนด) ภายในจะอัด

ด้วยของผสม  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{MnO}_2$

และแบ่งเปียกทำหน้าที่เป็นอิเล็กโทรไลต์



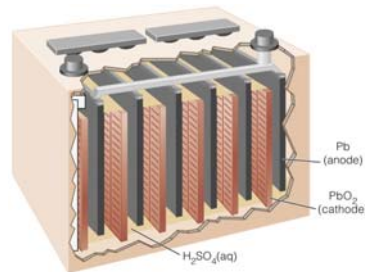
ปฏิกิริยาที่เกิด



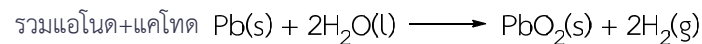
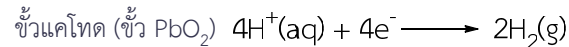
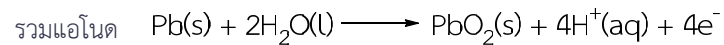
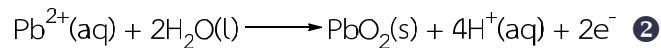
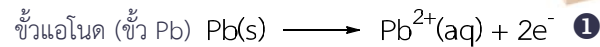
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$  จะรวมกับ  $\text{NH}_3(\text{g})$  เกิดสารประกอบเชิงซ้อน  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}(\text{aq})$  เพื่อรักษาความดันไม่ให้มากเกินไปจนเซลล์ระเบิด เซลล์ชนิดนี้จ่ายไฟได้ 1.5 V

## เซลล์ทุติยภูมิ : เซลล์สะสมไฟฟ้าแบบตะกั่ว

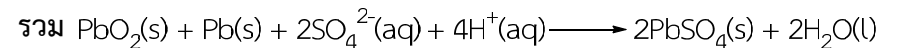
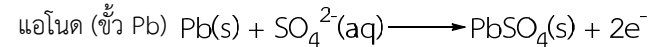
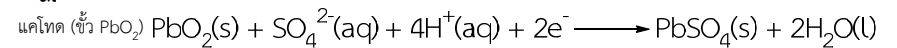
ประกอบด้วยแผ่นโลหะตะกั่วอยู่ในสารละลายกรด  $H_2SO_4$  เมื่อสร้างเสร็จจะต้องนำไปประจุไฟฟ้าก่อน



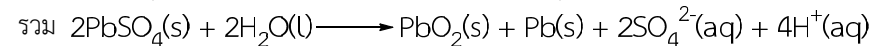
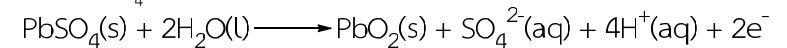
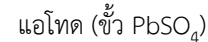
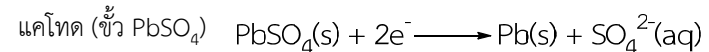
### ปฏิกิริยาการประจุไฟ



### ปฏิกิริยาการจ่ายไฟ



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



## 1.3.2 เซลล์อิเล็กโทรไลต์

❖ เป็นการนำพลังงานไฟฟ้าจ่ายเข้าไปในเซลล์เพื่อทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมี

❖ ปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้นจะเป็นการย้อนกลับของปฏิกิริยารีดอกซ์ที่ผันกลับได้ ค่า  $E^0$  ของปฏิกิริยาของเซลล์อิเล็กโทรไลต์จะเป็น ลบ

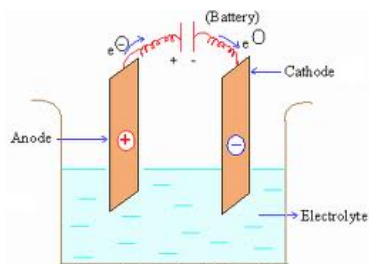


Figure 20 An electrolytic cell

### ส่วนประกอบของเซลล์

1. ขั้วไฟฟ้า
2. สารละลายอิเล็กโทรไลต์
3. แหล่งจ่ายพลังงานไฟฟ้า

ตารางเปรียบเทียบระหว่างเซลล์เคมีกับเซลล์อิเล็กโทรไลต์

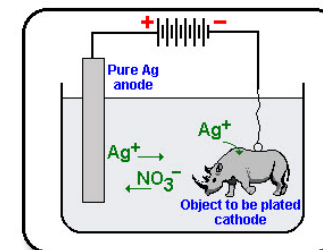
เซลล์เคมี	เซลล์อิเล็กโทรไลต์
1. เปลี่ยนพลังงานเคมี เป็นพลังงานไฟฟ้า	1. เปลี่ยนพลังงานไฟฟ้า เป็นพลังงานเคมี
2. ขั้วแอโนดเป็นขั้วลบ เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน	2. ขั้วแอโนดเป็นขั้วบวก เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน
3. ขั้วแคโทดเป็นขั้วบวก เกิดปฏิกิริยารีดักชัน	3. ขั้วแคโทดเป็นขั้วลบ เกิดปฏิกิริยารีดักชัน
4. ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์มีค่าบวก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

ตารางเปรียบเทียบระหว่างเซลล์เคมีกับเซลล์อิเล็กโทรไลต์ ด้าน  
 ขั้วไฟฟ้า,  $\Delta G$  และ  $E_{\text{cell}}$

ชนิดของเซลล์	$\Delta G$	$E_{\text{cell}}$	ขั้วไฟฟ้า		
			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

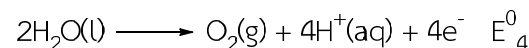
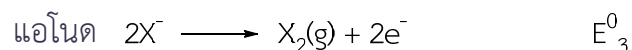
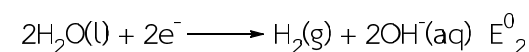
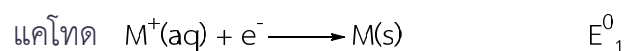


### 1.3.2.1 การแยกสารละลายด้วยกระแสไฟฟ้า

ตัวอย่าง การแยกสารประกอบ MX



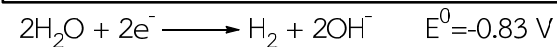
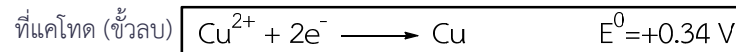
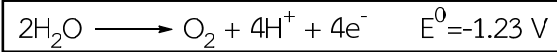
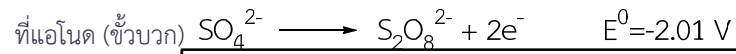
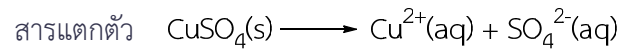
การแยกดังกล่าวจะมีน้ำเข้ามาเกี่ยวข้องกับขั้วไฟฟ้าเสมอ



ที่แคโทด ถ้า  $E_1^0 > E_2^0$  แสดงว่า  $\text{M}^+$  รับ  $\text{e}^-$  ได้ดีกว่า  $\text{H}_2\text{O}$  จะเกิดเป็นโลหะ  $\text{M(s)}$

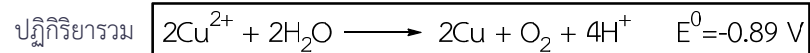
ที่แอโนด ถ้า  $E_3^0 > E_4^0$  แสดงว่า  $\text{X}^-$  ให้อิเล็กตรอน  $\text{e}^-$  ได้ดีกว่า  $\text{H}_2\text{O}$  จะได้ผลิตภัณฑ์เป็นแก๊ส  $\text{X}_2(\text{g})$

ตัวอย่างการแยกสารละลาย  $\text{CuSO}_4$  ด้วยกระแสไฟฟ้า



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

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



### 1.3.2.2 การแยกสารที่หลอมเหลวด้วยกระแสไฟฟ้า

ใช้ขั้วไฟฟ้า 2 ขั้ว

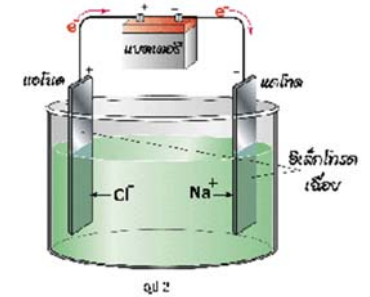
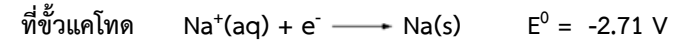
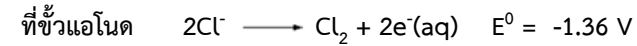
โดยให้ขั้วลบเป็นแคโทด  $\text{Na}^+$  จะเคลื่อน

เข้าหาขั้วลบ เกิดเป็น  $\text{Na}(\text{s})$

ให้ขั้วบวกเป็นแอโนด  $\text{Cl}^-$  จะเคลื่อน

เข้าหาขั้วบวก เกิดเป็น  $\text{Cl}_2(\text{g})$

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น



### 1.3.2.3 การชุบโลหะด้วยกระแสไฟฟ้า

เช่น การชุบซ้อนด้วยเงิน

มีวิธีทำโดยจัดเซลล์ดังนี้

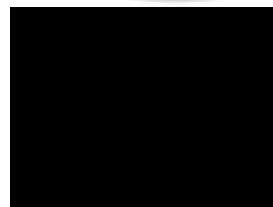
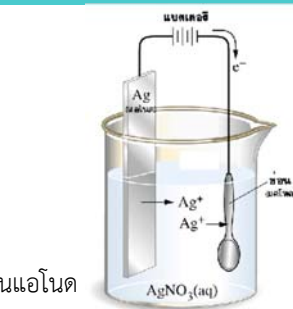
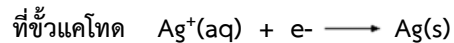
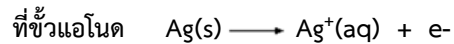
❖ ขั้วแอโนด ขั้วบวก : โลหะที่ใช้ชุบ (แท่งเงิน)

❖ ขั้วแคโทด ขั้วลบ : โลหะที่ต้องการชุบ (ชิ้น)

❖ สารละลายอิเล็กโทรไลต์: โลหะไอออนของโลหะที่เป็นแอโนด

❖ ไฟฟ้า : กระแสตรง

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น



วิธีการชุบโลหะ

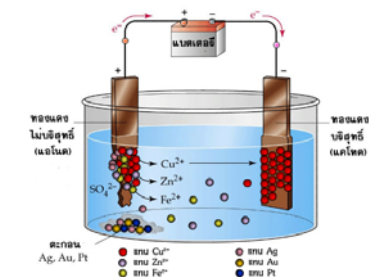
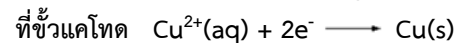
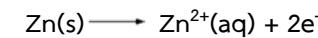
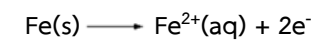
### 1.3.2.4 การทำโลหะให้บริสุทธิ์โดยใช้เซลล์อิเล็กโทรไลต์

ตัวอย่างเช่น การทำทองแดงให้บริสุทธิ์มากขึ้น โดยทำดังนี้

❖ โลหะทองแดงที่ไม่บริสุทธิ์ให้เป็นขั้วแอโนด (ขั้วบวก)

❖ โลหะทองแดงที่บริสุทธิ์ให้เป็นขั้วแคโทด (ขั้วลบ)

❖ ขั้วทั้งสองจุ่มในสารละลายทองแดง



โลหะ  $\text{Ag}, \text{Au}, \text{Pt}$  จะตกตะกอนเพราะมี  $E^0$  มากกว่า  $\text{Cu}$

## 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 ½ โมล หรือ 31.75 กรัม

หรือถ้าต้องการให้  $\text{Al}^{3+}$  เกาะเคลือบบนขั้วไฟฟ้ามีน้ำหนัก 27 กรัมจะใช้กระแสไฟฟ้ากี่คูลอมบ์

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

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

การคำนวณเกี่ยวกับการแยกสารด้วยกระแสไฟฟ้า

ปริมาณไฟฟ้าที่ใช้ = คูลอมบ์ (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  $\text{e}^-$

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

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

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

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

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  $\text{O}_2$  กี่ L ที่ STP

จากปฏิกิริยา พบว่า  $1 \text{ mol O}_2 = 4 \text{ mol e}^-$

หาใช้ปริมาณไฟฟ้า  $3.37 \times 10^4 \text{ C}$  จะผลิต  $\text{O}_2$  ? mol

$$? \text{ mol O}_2 = 3.37 \times 10^4 \text{ C} \times \frac{1 \text{ mol e}^-}{96,487 \text{ C}} \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol e}^-}$$

$$= 0.0873 \text{ mol O}_2$$

จากสูตร  $PV = nRT$

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

$$= \frac{(0.0873 \text{ mol O}_2) \times (0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times (273 \text{ K})}{1 \text{ atm}}$$

$$= 1.96 \text{ L O}_2$$



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

$$\begin{aligned} ? \text{ mol } O_2 &= 3.37 \times 10^4 \text{ C} \times \frac{1 \text{ mol } e^-}{96,487 \text{ C}} \times \frac{2 \text{ mol } H_2}{4 \text{ mol } e^-} \\ &= 0.175 \text{ mol } O_2 \end{aligned}$$

จากสูตร  $PV = nRT$

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

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

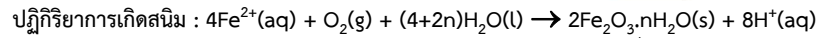
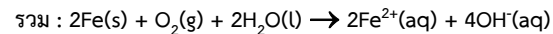
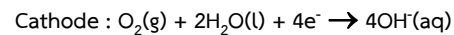
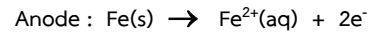
### 1.3.3 การผุกร่อนของโลหะและการป้องกัน

❖ การผุกร่อนของโลหะเป็นปฏิกิริยารีดอกซ์

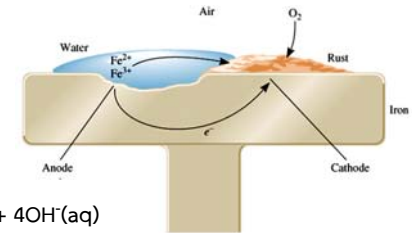
❖ โลหะที่ผุกร่อนเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน

#### 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. ฉาบด้วยโลหะที่ออกไซด์ของโลหะนั้นละลายตัวได้ยาก เช่น Zn, Cr, Sn โดยการชุบด้วยไฟฟ้า Zn มีประจุลบ (เกิดสนิมง่าย) แต่เมื่อทำปฏิกิริยากับ  $H_2O$  และ  $O$  จะเกิดเป็นฟิล์ม  $ZnO$  ที่ละลายตัวยาก
4. นำโลหะที่มีค่า  $E^0$  เป็นลบมากกว่าไปติดไว้ เรียกว่า Cathodic protection เช่นการนำแมกนีเซียม (ทำหน้าที่เป็นขั้วแอโนด) ไปติดกับถังเหล็ก (ทำหน้าที่เป็นขั้วแคโทด) เพื่อป้องกันถังเหล็กถูกกัดกร่อน



จบ สอนกลางภาคตามตารางของมหาวิทยาลัย !!

Victory loves preparation.

ชัยชนะเกิดจากการเตรียมพร้อม