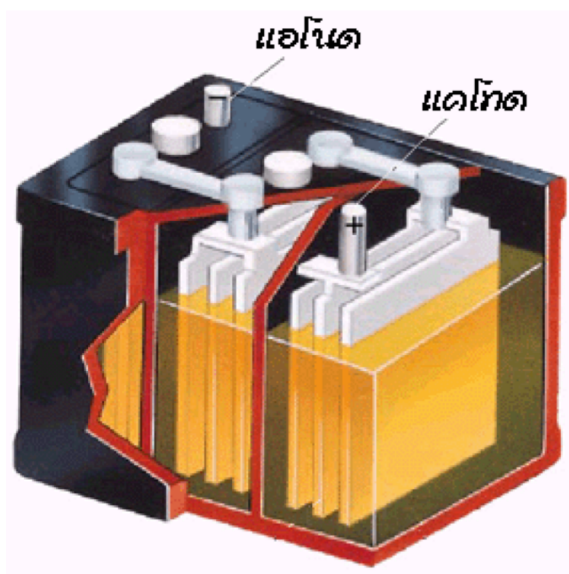




Electrochemistry



ภาพในแบบพกพา



ภาพในแบบพกพา



ไฟฟ้าเคมี

1 ปฏิกิริยารีดอกซ์

2 การดุลสมการรีดอกซ์

2.1 การดุลสมการรีดอกซ์โดยใช้เลขออกซิเดชัน

2.2 การดุลสมการรีดอกซ์โดยใช้ครึ่งปฏิกิริยา

3 เซลล์ไฟฟ้าเคมี

3.1 เซลล์กัลป์วานิก

3.1.1 การเขียนแผนภาพของเซลล์กัลป์วานิก

3.1.2 ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์และศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์

3.1.3 ประเภทของเซลล์กัลป์วานิก

3.2 เซลล์อิเล็กโทรไลต์

3.2.1 การแยกสารละลายด้วยกระแสไฟฟ้า

3.2.2 การแยกสารที่หลอมเหลวด้วยกระแสไฟฟ้า

3.2.3 การชุบโลหะด้วยกระแสไฟฟ้า

3.2.4 การทำโลหะให้บริสุทธิ์โดยใช้เซลล์อิเล็กโทรไลต์

3.3 การผุกร่อนของโลหะและการป้องกัน

4 ความก้าวหน้าทางเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเซลล์ไฟฟ้าเคมี

4.1 แบตเตอรี่อิเล็กโทรไลต์แข็ง

4.2 แบตเตอรี่อากาศ

4.3 การทำอิเล็กโทรไดอะลิซิสน้ำทะเล





ไฟฟ้าเคมี

ไฟฟ้าเคมี (Electrochemistry) หมายถึง การใช้ไฟฟ้าทำให้เกิดการเปลี่ยนแปลงทางเคมีและการเปลี่ยนแปลงทางเคมีทำให้เกิดไฟฟ้า

ปฏิกิริยาไฟฟ้าเคมี (electrochemical reaction) เป็นปฏิกิริยาที่เกี่ยวข้องกับการถ่ายโอนอิเล็กตรอน โดยเปลี่ยนแปลงพลังงานเคมีเป็นไฟฟ้า หรือให้กระแสไฟฟ้าแล้วทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมี





ปฏิกิริยาไฟฟ้าเคมี

- spontaneous process เป็นกระบวนการที่เกิดขึ้นได้เอง และมีการปลดปล่อยพลังงานไฟฟ้าออกมาจากปฏิกิริยาเคมี
- non-spontaneous process เป็นกระบวนการที่ไม่สามารถเกิดขึ้นได้เอง ต้องมีการให้พลังงานไฟฟ้าเพื่อทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมี





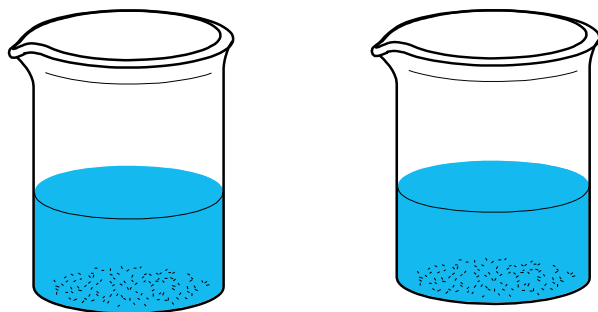
ปฏิกริยารีดอกซ์





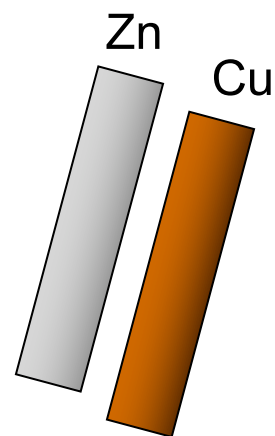
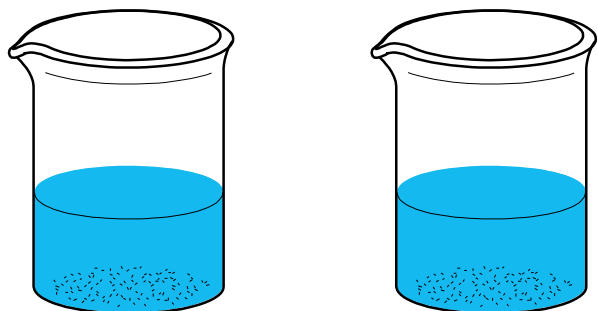
การทดลอง 1.1 ปฏิกริยาระหว่างโลหะกับสารละลายของโลหะไอออน

1.



CuSO_4 1 M

2.

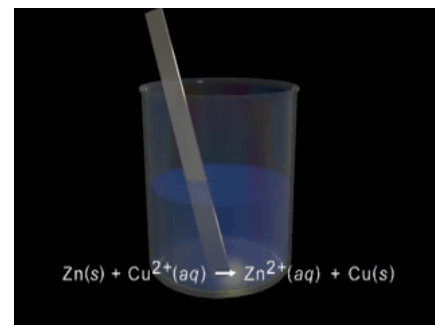
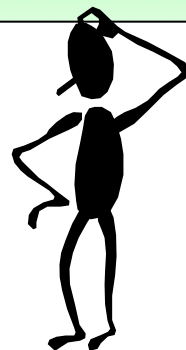


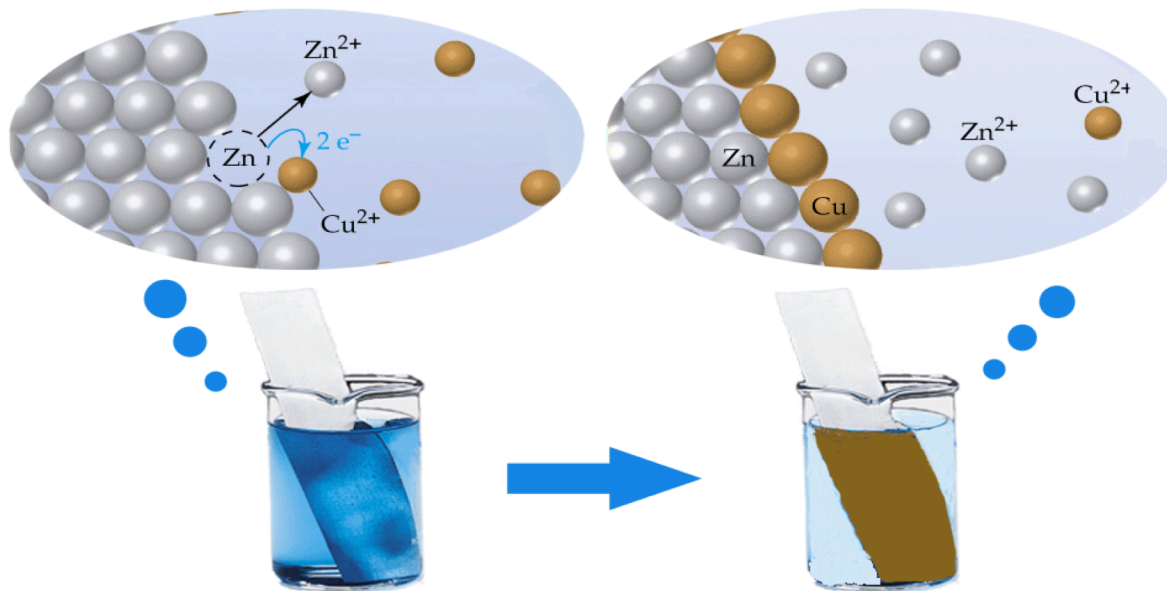


-ก่อนจุ่มแผ่นโลหะ ในสารละลายมีไอออนของโลหะชนิดใด
ละลายอยู่

-โลหะกับไอออนของโลหะในสารละลายคู่ใดที่มีปฏิกิริยาเคมี
เกิดขึ้น ทราบได้อย่างไร

-โลหะกับไอออนของโลหะคู่ที่เกิดปฏิกิริยา เลขออกซิเดชัน
ของสาร มีการเปลี่ยนแปลงอย่างไร

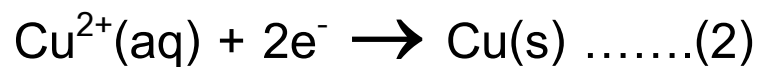
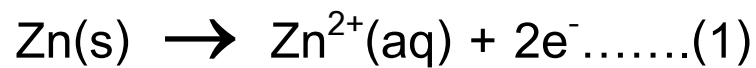




ก. ทันทีที่จุ่ม

ข. เมื่อตั้งทิ้งไว้ระยะเวลาหนึ่ง

รูปที่ 2. ปฏิกิริยาระหว่างโลหะสังกะสีกับสารละลาย CuSO_4





ปฏิกิริยารีดอกซ์

•ปฏิกิริยาที่สารหนึ่งให้
อิเล็กตรอนแล้วมีเลข
ออกซิเดชันเพิ่มขึ้น เรียกว่า
ปฏิกิริยาออกซิเดชัน

•ปฏิกิริยาที่สารหนึ่งรับ
อิเล็กตรอนแล้วมีเลข
ออกซิเดชันลดลง เรียกว่า
ปฏิกิริยารีดักชัน

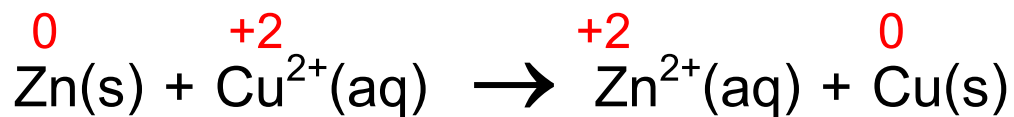
ปฏิกิริยารีดอกซ์



ปฏิกิริยารีดอกซ์

ปฏิกิริยาออกซิเดชัน

ปฏิกิริยารีดักชัน



เลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้น
ให้อิเล็กตรอน
ตัวรีดิวซ์
ถูกออกซิไดซ์

เลขออกซิเดชันลดลง
รับอิเล็กตรอน
ตัวออกซิไดซ์
ถูกรีดิวซ์



การดูแลสมการรูดอกซ์





การดูแลสมการรีดอกซ์

- 2.1 การดูแลสมการรีดอกซ์โดยใช้เลขออกซิเดชัน
- 2.2 การดูแลสมการรีดอกซ์โดยใช้ครึ่งปฏิกิริยา





2.1 การดูแลสมการรีดอกซ์โดยใช้เลขออกซิเดชัน

- 1 หาเลขออกซิเดชันของอะตอมทุกชนิด
- 2 ระบุว่าธาตุใดถูกออกซิไดส์ และเลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้นเท่าใด
- 3 ระบุว่าธาตุใดถูกรีดิวซ์ และเลขออกซิเดชันลดลงเท่าใด
- 4 เลือกสัมประสิทธิ์ของอะตอมที่มีการเพิ่มหรือลดเลขออกซิเดชัน ทำให้ผลรวมของการเพิ่มเลขออกซิเดชันเท่ากับผลรวมของการลดเลขออกซิเดชัน
- 5 ดุลส่วนที่เหลือในปฏิกิริยา





2.2 การดุลสมการรีดอกซ์โดยใช้ครึ่งปฏิกิริยา

กรณีในกรด

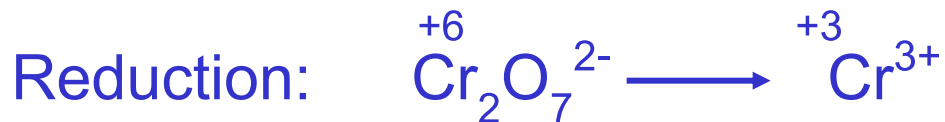
- 1 เขียนสมการไอออนิก ยังไม่ดุล
- 2 แยกสมการเป็นสองครึ่งปฏิกิริยา (ออกซิเดชันและรีดักชัน)
- 3 ดุลแต่ละครึ่งปฏิกิริยา ยกเว้น O และ H
- 4 ในสารละลายกรด ดุล O โดยการเติม H_2O และดุล H โดยการเติม H^+
- 5 ดุลประจุโดยการเติมอิเล็กตรอน
- 6 รวมสองครึ่งปฏิกิริยา
- 7 ตรวจสอบการดุลอะตอมและประจุ



1. เขียนปฏิกิริยาที่ยังไม่ดุล



2. แยกเขียนครึ่งปฏิกิริยา



3. ดุลอะตอมของธาตุที่ไม่ใช่ O และ H ในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา





4. ในกรดเติม H_2O และ H^+ เพื่อดุล O และ H อะตอมตามลำดับ



5. เติม e^- เพื่อดุลประจุ



6. ดุลจำนวนของอิเล็กตรอนที่ให้และรับ ให้เท่ากัน



7. รวมครึ่งปฏิกิริยาทั้งสองเข้าด้วยกัน โดยจำนวน e^- ต้องหักล้างกันหมดพอดี



8. ตรวจสอบจำนวนอะตอมและประจุทั้งสองข้างต้องดุล

H:	14	=	7×2
----	----	---	--------------

Cr:	2	=	2
-----	---	---	---

O:	7	=	7
----	---	---	---

Fe:	6	=	6
-----	---	---	---

Charge:	$14 \times 1 - 2 + 6 \times 2 = 24$	=	$6 \times 3 + 2 \times 3$
---------	-------------------------------------	---	---------------------------

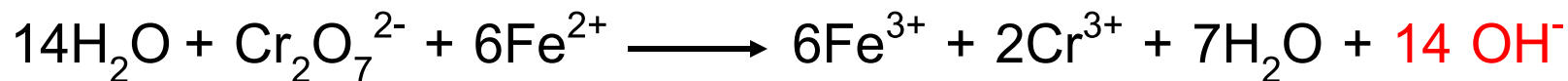


กรณีในเบส

- 1 ใช้ครึ่งปฏิกิริยาในกรดดังกล่าวข้างต้น เพื่อให้ได้สมการที่ดุลแล้ว (สมมติว่ามี H^+)
- 2 เติมไฮดรอกไซด์ OH^- ทั้งสองด้านของสมการ เพื่อเปลี่ยน H^+ ให้เป็น H_2O
- 3 กำจัดน้ำที่มีอยู่ทั้งสองด้านของสมการ



✿ สำหรับปฏิกิริยาในเบสให้เติม OH^- ในทั้งสองข้างของปฏิกิริยา
ให้เท่ากับจำนวน H^+ ที่มีอยู่



$$\text{H:} \quad 7 \times 2 \quad = \quad 14$$

$$\text{Cr:} \quad 2 \quad = \quad 2$$

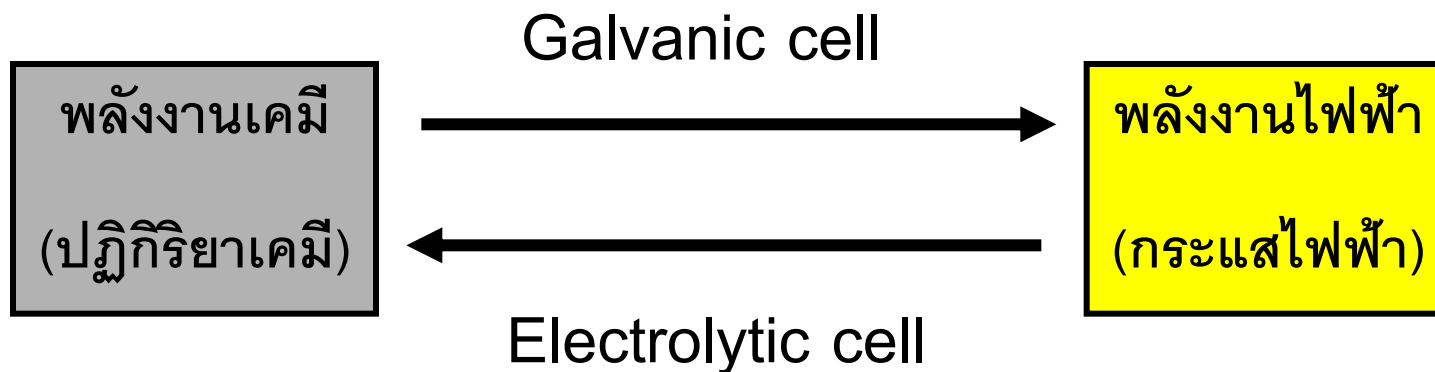
$$\text{O:} \quad 7 + 7 \quad = \quad 14$$

$$\text{Fe:} \quad 6 \quad = \quad 6$$

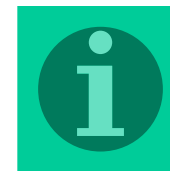
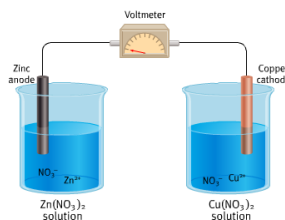
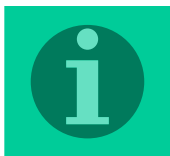
$$\text{Charge:} \quad -2 + 6 \times 2 = 10 = 6 \times 3 + 2 \times 3 - 14$$



เซลล์ไฟฟ้าเคมี

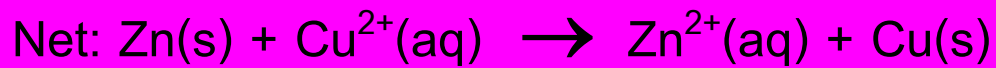
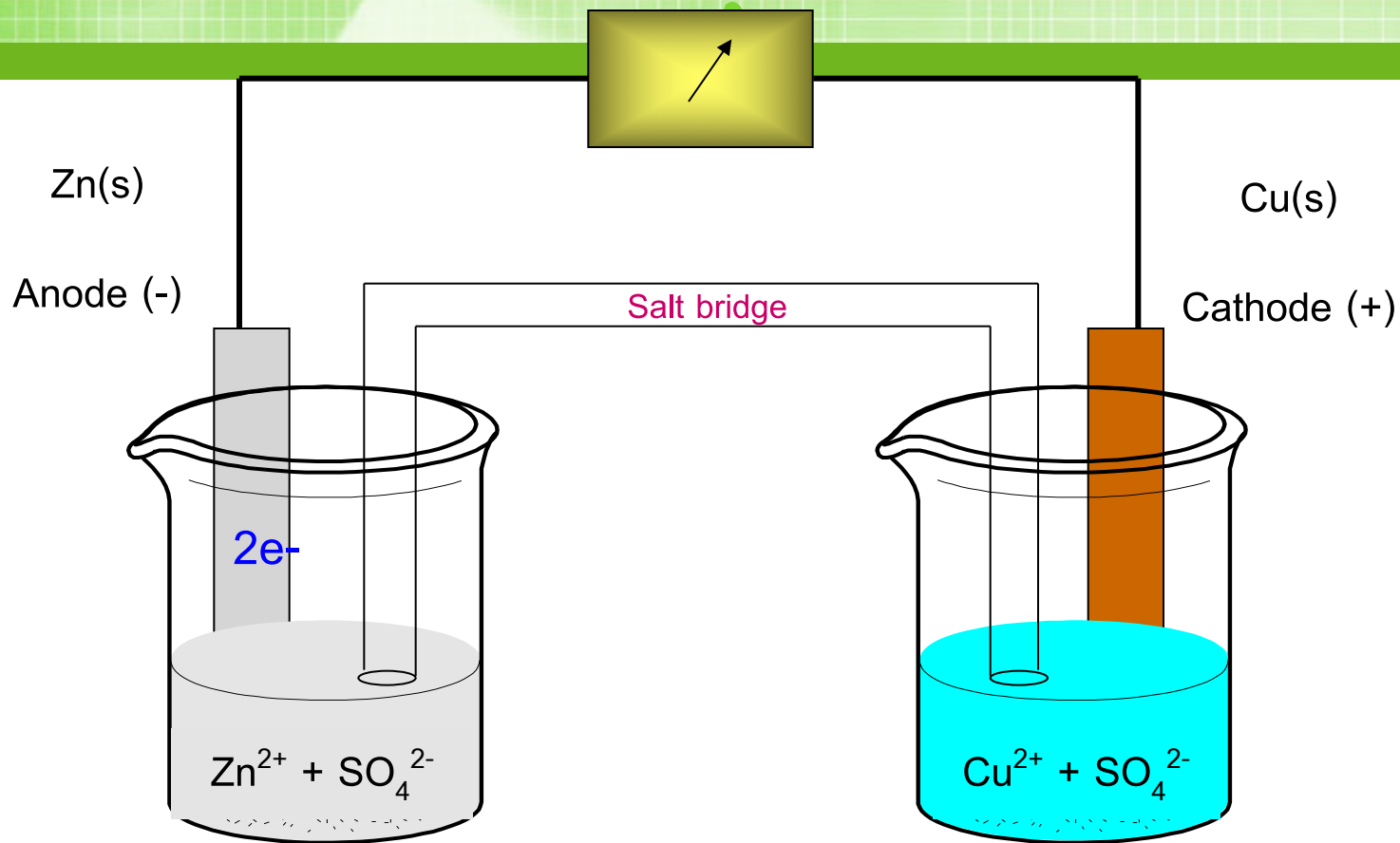


◆ เซลล์ทั้งสองชนิดนี้มีส่วนประกอบและหลักการทำงานอย่างไร?



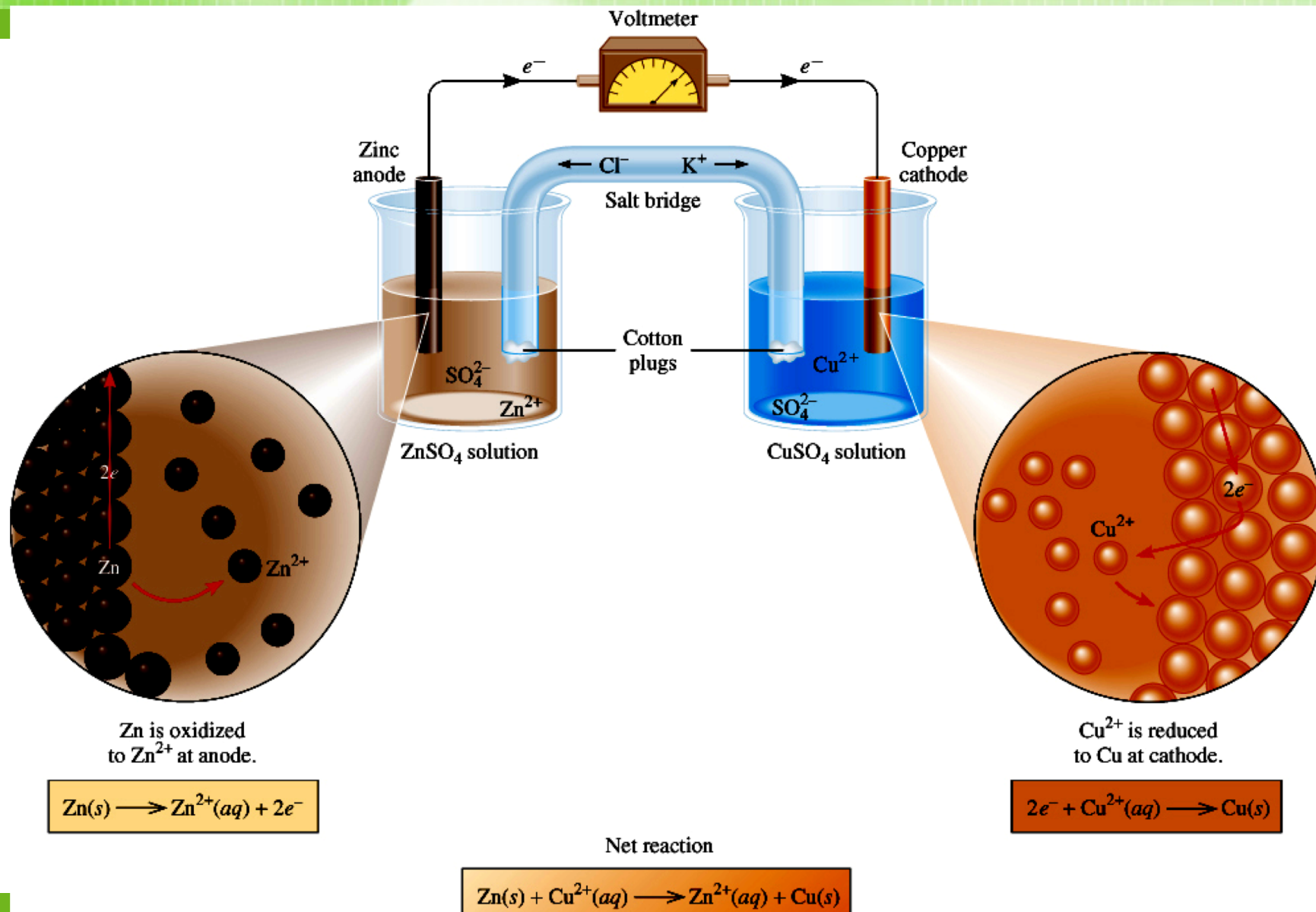


การทดลอง 9.2 การถ่ายโอนอิเล็กตรอนในเซลล์กัลวานิก





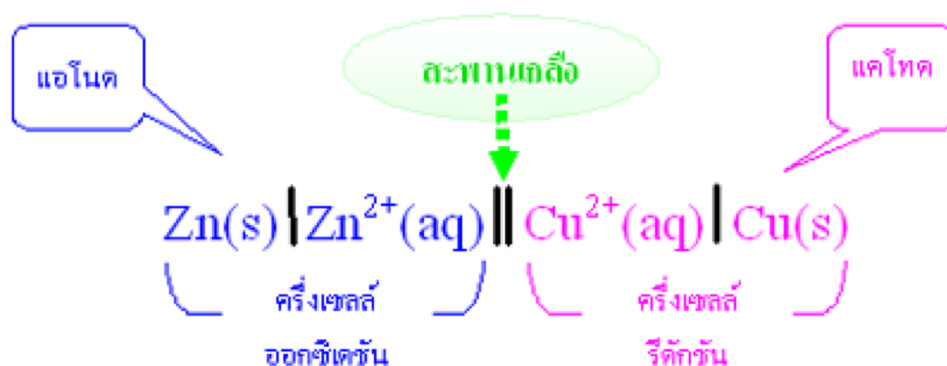
เซลล์ไฟฟ้าเคมี





การเขียนแผนภาพของเซลล์กัลวานิก

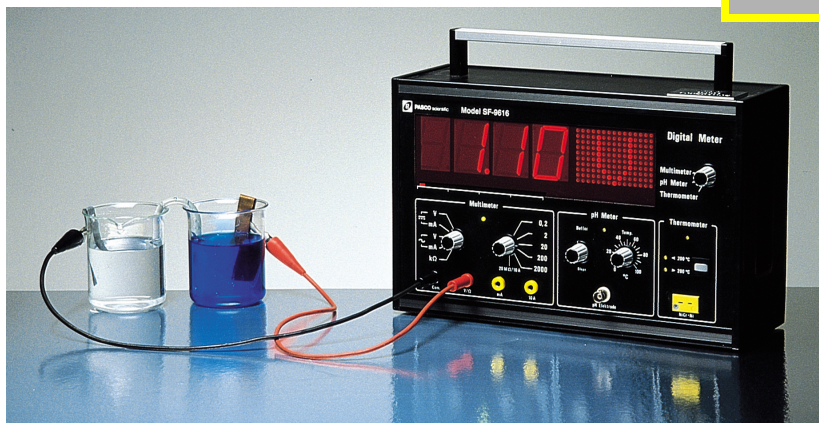
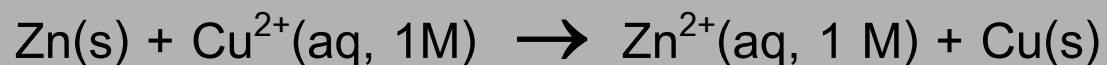
- 1) เขียนครึ่งเซลล์ออกซิเดชันอยู่ทางซ้าย คั่นด้วย || แล้วเขียนครึ่งเซลล์รีดักชันทางขวา ให้สารละลายอยู่ติดกับสะพานไอออน
- 2) | กั้นสถานะที่ต่างกัน และ , กั้นสถานะเดียวกัน ระบุสถานะของสารโดยใช้ (s) (l) (g) (aq)
- 3) เซลล์แก๊สหรือเซลล์ที่ประกอบด้วยสารละลายอิเล็กโทรไลต์มากกว่า 1 ชนิด ใช้คั่วไฟฟ้าเฉื่อย เช่น Pt หรือ C และระบุความดันแก๊สในวงเล็บเดียวกับสถานะที่เป็นแก๊ส ใช้ , คั่น เช่น
 - $\text{Pt(s)}|\text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ atm})|\text{H}^+(\text{aq})$
 - $\text{C(s)}|\text{Fe}^{3+}(\text{aq}), \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
- 4) การระบุความเข้มข้นของไอออนในสารละลายให้เขียนไว้ในวงเล็บ





แรงเคลื่อนไฟฟ้าของเซลล์

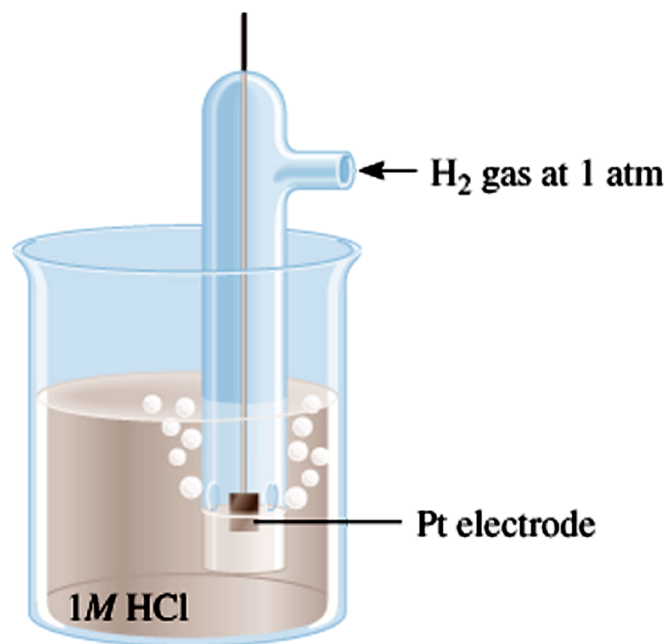
- แรงเคลื่อนไฟฟ้า (electromotive force หรือ emf)
- ภาวะมาตรฐาน : ที่ 25°C ความเข้มข้นของสารละลาย 1 M และ ความดันของแก๊สเป็น 1 atm
- ภายใต้ภาวะมาตรฐานแรงเคลื่อนไฟฟ้ามาตรฐาน หรือศักย์ไฟฟ้าของเซลล์มาตรฐาน ใช้สัญลักษณ์เป็น E°_{cell}



$$E^\circ_{\text{cell}} = 1.10 \text{ v}$$



ครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนมาตรฐาน

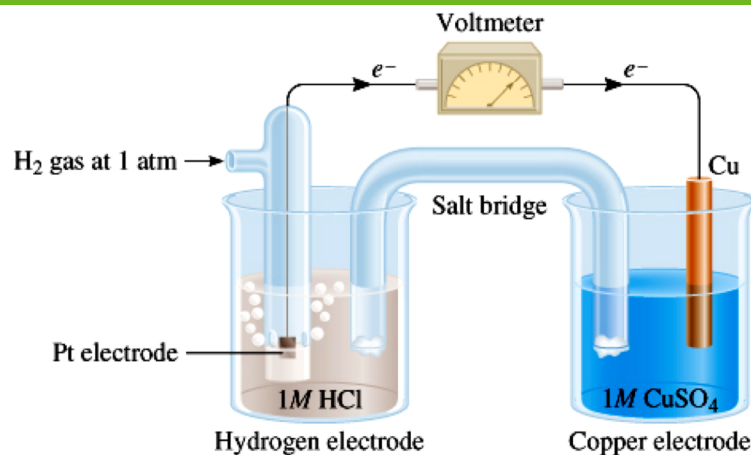


Standard Hydrogen Electrode (SHE)





ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์



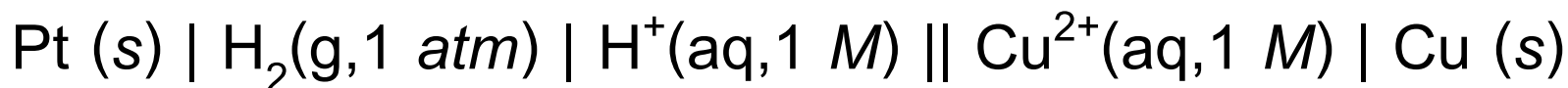
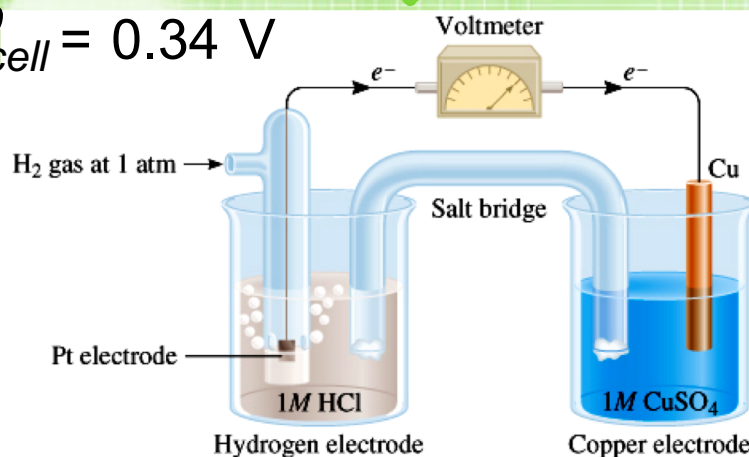
ศักย์ไฟฟ้ารีดักชันมาตรฐาน

Standard reduction potential (E^0) เป็นศักย์ไฟฟ้าที่เกิดขึ้นจากปฏิกิริยารีดักชันที่ชั่วอิลีกโทรด ณ ความเข้มข้นสารเป็น 1 M ที่อุณหภูมิ 25° C ถ้าเป็นแก๊สกำหนดให้ความดันเป็น 1 atm



ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์

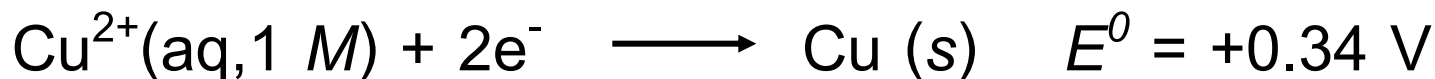
$$E_{\text{cell}}^0 = 0.34 \text{ V}$$



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

$$0.34 = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - 0.00$$

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





ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์

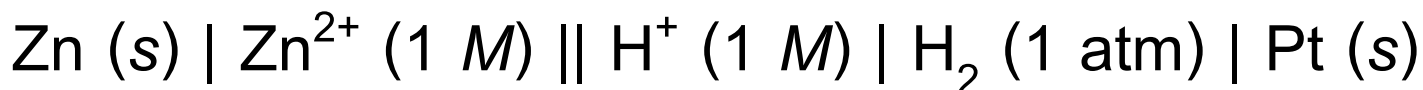
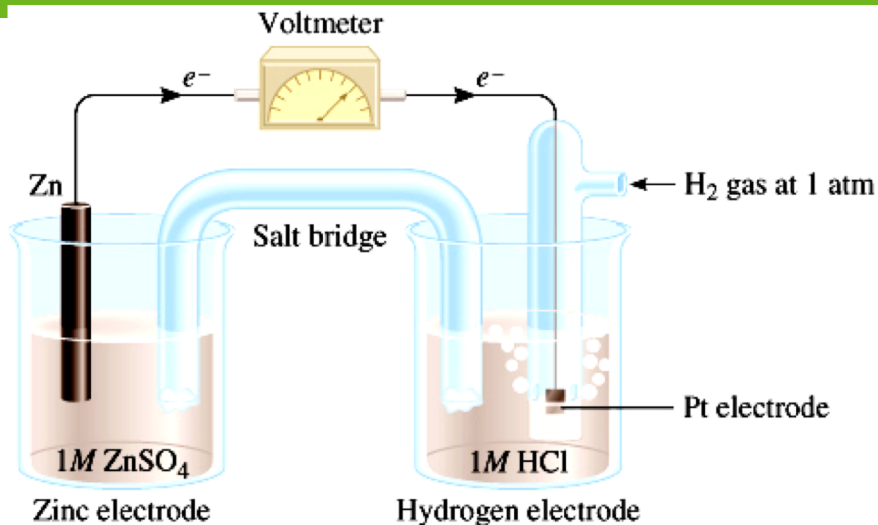
$$E_{cell}^0 = E_{red,(cathode)}^0 - E_{red,(anode)}^0$$





ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์

$$E_{\text{cell}}^0 = 0.76 \text{ V}$$



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

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



Table 19.1 Standard Reduction Potentials at 25°C*

Half-Reaction	$E^0(\text{V})$
$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{F}^-(\text{aq})$	+2.87
$\text{O}_3(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$	+2.07
$\text{Co}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Co}^{2+}(\text{aq})$	+1.82
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1.77
$\text{PbO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.70
$\text{Ce}^{4+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ce}^{3+}(\text{aq})$	+1.61
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.51
$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Au}(\text{s})$	+1.50
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	+1.36
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}$	+1.33
$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{Br}_2(\text{l}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq})$	+1.07
$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.96
$2\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Hg}_2^{2+}(\text{aq})$	+0.92
$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Hg}(\text{l})$	+0.85
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0.80
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0.77
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	+0.68
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{OH}^-(\text{aq})$	+0.59
$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$	+0.53
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \longrightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$	+0.40
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0.34
$\text{AgCl}(\text{s}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}(\text{s}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$	+0.22
$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.20
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^+(\text{aq})$	+0.15
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0.13
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0.00
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0.13
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0.14
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0.25
$\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Co}(\text{s})$	-0.28
$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	-0.31
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cd}(\text{s})$	-0.40
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0.44
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Cr}(\text{s})$	-0.74
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0.76
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	-0.83
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}(\text{s})$	-1.18
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1.66
$\text{Be}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Be}(\text{s})$	-1.85
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2.37
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2.71
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ca}(\text{s})$	-2.87
$\text{Sr}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Sr}(\text{s})$	-2.89
$\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ba}(\text{s})$	-2.90
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{K}(\text{s})$	-2.93
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3.05

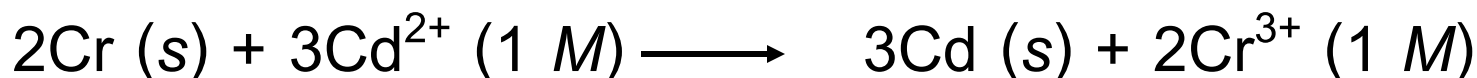
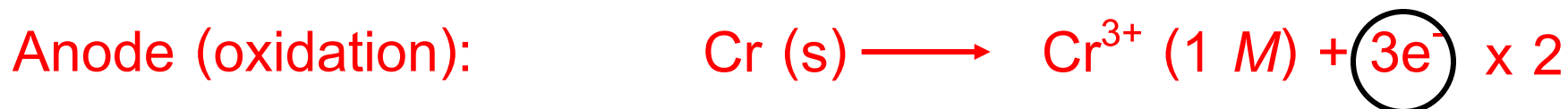
* For all half-reactions the concentration is 1 M for dissolved species and the pressure is 1 atm for gases. These are the standard-state values.

ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐาน

- E^0 เป็นค่าเฉพาะปฏิกิริยาตามที่เขียน
- ค่า E^0 เป็นบวกมากแสดงว่าปฏิกิริยารีดักชันนั้นเกิดได้ง่าย
- ครึ่งปฏิกิริยาเหล่านี้ผันกลับได้
- สำหรับปฏิกิริยาย้อนกลับ ให้ กลับเครื่องหมายหน้าค่า E^0
- เมื่อคุณสัมประสิทธิ์ในปฏิกิริยาด้วยตัวเลขใดๆ ค่า E^0 ไม่เปลี่ยน



เซลล์ไฟฟ้าเคมีที่ประกอบด้วย Cd electrode ในสารละลาย 1.0 M $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ และ Cr electrode ในสารละลาย 1.0 M $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ มีค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานเป็นเท่าไร?



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

$$E_{\text{cell}}^0 = -0.40 - (-0.74)$$

$$E_{\text{cell}}^0 = 0.34 \text{ V}$$



การเกิดขึ้นได้เองของปฏิกิริยารีดอกซ์

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{red}}(\text{ปฏิกิริยารีดักชัน}) - E^\circ_{\text{red}}(\text{ปฏิกิริยาออกซิเดชัน})$$

- ค่า $E \rightarrow$ เป็นบวก หมายถึง ปฏิกิริยาเกิดขึ้นได้เอง
- ค่า $E \rightarrow$ เป็นลบ หมายถึง ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเองไม่ได้





แรงเคลื่อนไฟฟ้าและการเปลี่ยนพลังงานเสรี

$$\Delta G = -nFE \dots\dots(1)$$

n คือ จำนวนโมลของอิเล็กตรอนที่ถ่ายโอนในปฏิกิริยา

F คือ ค่าคงที่ของฟาราเดย์ (Faraday constant)

$$1 F = 96,500 \text{ C/mol e} = 96,500 \text{ J/V} \cdot \text{mol e}$$

ที่สภาวะมาตรฐาน

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

- ค่า $\Delta G \rightarrow$ เป็นลบ หมายถึง ปฏิกิริยาเกิดขึ้นได้เอง





สมการของเนินสต์ (Nernst equation)

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K \dots\dots\dots (2)$$

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

T = อุณหภูมิเป็นเคลวิน (K)

แทนค่า $\Delta G = -nFE$ ในสมการ (2)

จะได้

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln K$$

$$E = E^\circ - \frac{0.0592}{n} \log K$$



ความสัมพันธ์ระหว่าง ΔG° , E° และ K ที่สภาวะมาตรฐาน

ΔG°	K	E°_{cell}	Reaction under Standard-State Conditions
Negative	>1	Positive	Spontaneous
0	=1	0	At equilibrium
Positive	<1	Negative	Nonspontaneous. Reaction is spontaneous in the reverse direction



ประเภทของเซลล์กัลวานิก

เซลล์ปฐมภูมิ

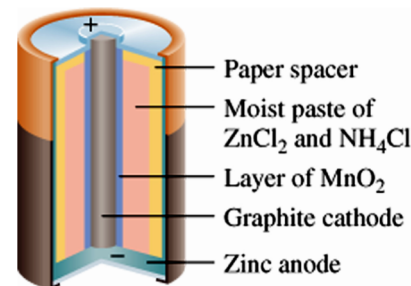
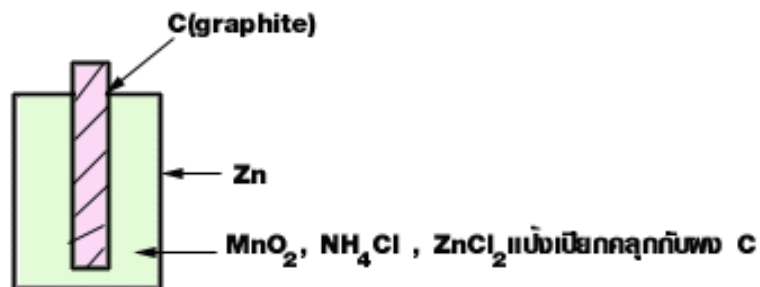
- เซลล์ถ่านไฟฉาย
- เซลล์แอลคาไลน์
- เซลล์ปรอท
- เซลล์เงิน
- เซลล์เชื้อเพลิงไฮโดรเจน-ออกซิเจน
- เซลล์เชื้อเพลิงไฮโดรเจน-ออกซิเจนที่ไม่มี Na_2CO_3 เป็นอิเล็กโทรไลต์
- เซลล์เชื้อเพลิงโพรเพน-ออกซิเจน

เซลล์ทุติยภูมิ

- เซลล์สะสมไฟฟ้าแบบตะกั่ว
- เซลล์นิกเกิล-แคดเมียม
- เซลล์โซเดียม-คลอเฟอร



เซลล์ถ่านไฟฉายหรือเซลล์แห้งหรือเซลล์เลอคัลเซ



ปฏิกิริยาที่เกิด

1. Anode (Oxidation) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

2. Cathode (Reduction) $2\text{MnO}_2 + 2\text{NH}_4^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3$

ปฏิกิริยารวม (Redox) $\text{Zn} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{NH}_4^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3$

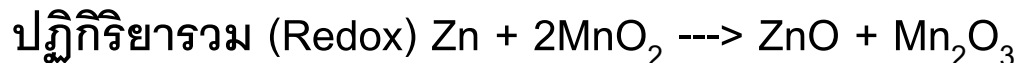
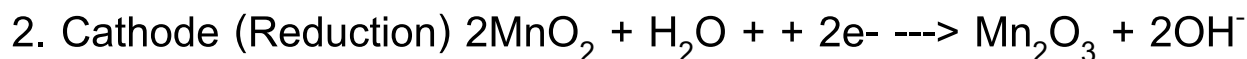
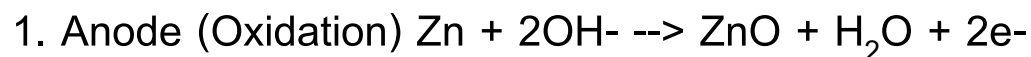
Zn^{2+} รวมกับ NH_3 เกิดสารประกอบเชิงซ้อน $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ และ $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})]^{2+}$ เพื่อรักษาความเข้มข้นของ Zn^{2+} & NH_3 เซลล์ชนิดนี้มีแรงเคลื่อนประมาณ 1.5 Volts



เซลล์แอลคาไรต์

หลักการเหมือนกับถ่านไฟฉายแต่ใช้ต่าง KOH เป็นอิเล็กโทรไลต์แทน NH_4Cl

ปฏิกิริยาที่เกิด



เซลล์อัลคาไลน์มีศักย์ไฟฟ้าเท่ากับเซลล์แห้งแต่ใช้ได้นานกว่า เพราะน้ำและไฮดรอกไซด์ (OH^-) ที่เกิดขึ้นในปฏิกิริยาหมุนเวียนกลับไปเป็นสารตั้งต้นของปฏิกิริยาได้อีก จึงทำให้ ศักย์คงที่ตลอดการใช้งานและใช้ได้นานกว่า



เซลล์ปรอท

หลักการเหมือนกับเซลล์อัลคาไลน์ แต่ใช้เมอร์คิวรี (II) ออกไซด์ (HgO)

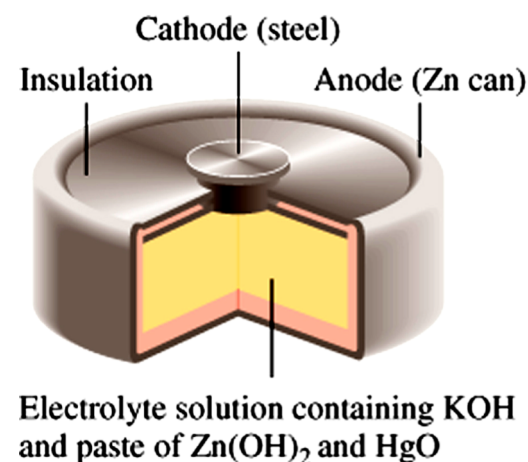
แทนแมงกานีส (IV) ออกไซด์ (MnO_2)

ปฏิกิริยาที่เกิด

1. Anode (Oxidation) $\text{Zn} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$

2. Cathode (Reduction) $\text{HgO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg} + 2\text{OH}^-$

ปฏิกิริยารวม (Redox) $\text{Zn} + \text{HgO} \rightarrow \text{ZnO} + \text{Hg}$



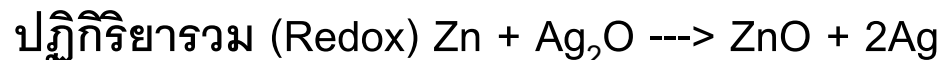
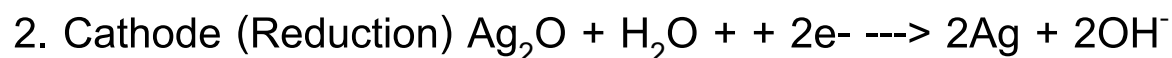
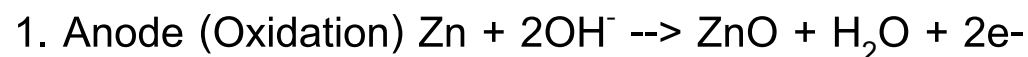
เซลล์ปรอทให้ศักย์ไฟฟ้าประมาณ 1.3 Volts ให้กระแสไฟฟ้าต่ำ แต่มีข้อดีที่สามารถให้
ศักย์ไฟฟ้าเกือบคงที่ตลอดอายุการใช้งาน นิยมใช้กันมากในเครื่องฟังเสียงสำหรับคนหู
พิการ



เซลล์เงิน

มีส่วนประกอบเช่นเดียวกับเซลล์ปรอท แต่ใช้ซิลเวอร์ออกไซด์ (Ag_2O) แทนเมอร์คิวรี (II) ออกไซด์ (HgO)

ปฏิกิริยาที่เกิด



เซลล์เงินให้ศักย์ไฟฟ้าประมาณ 1.5 Volts มีขนาดเล็กและมีอายุการใช้งานได้นานมากแต่มีราคาแพง จึงใช้กับอุปกรณ์หรือเครื่องใช้ไฟฟ้าบางชนิด เช่น เครื่องคิดเลข นาฬิกา



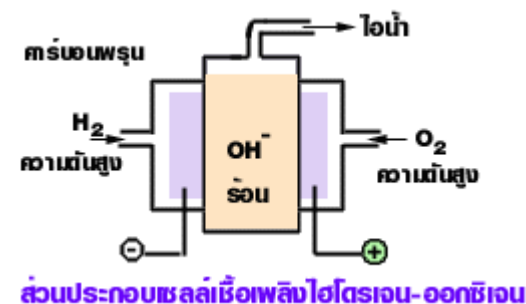
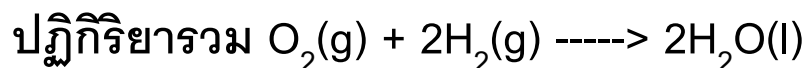
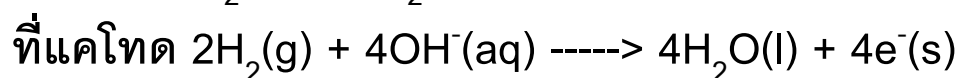
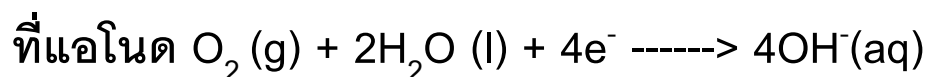


เซลล์เชื้อเพลิงไฮโดรเจน-ออกซิเจน

เซลล์เชื้อเพลิงไฮโดรเจน-ออกซิเจน

ประกอบด้วยแท่งคาร์บอนที่มีรูพรุน 2 แท่งทำหน้าที่เป็นขั้วไฟฟ้าที่ผิวของแท่งคาร์บอนมีผงแพลทินัมหรือแพลเลเดียมผสมอยู่เพื่อทำหน้าที่เป็นตัวเร่งปฏิกิริยา ขั้วไฟฟ้าทั้งสองจุ่มอยู่ในอิเล็กโทรไลต์ซึ่งอาจเป็นสารละลาย NaOH หรือ KOH

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น

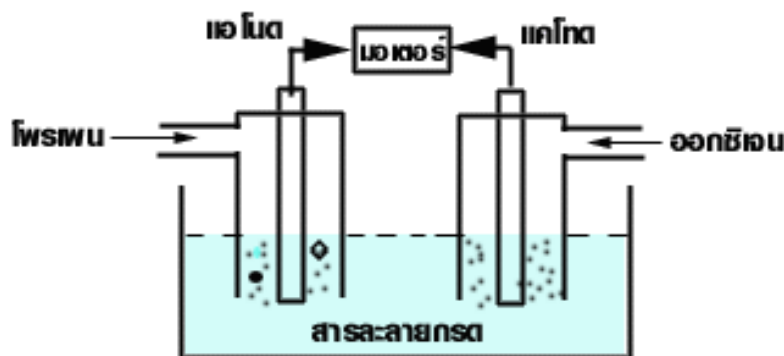
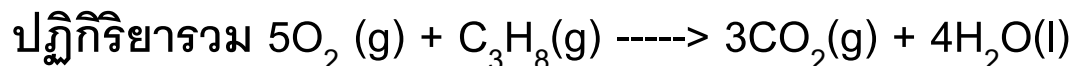
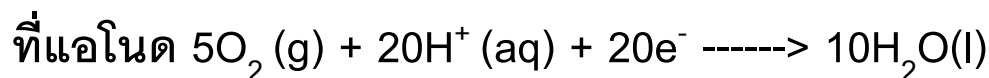


เนื่องจากปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นมีการรับและการให้อิเล็กตรอน จึงทำให้มีกระแสไฟฟ้าเกิดขึ้นด้วย เซลล์ประเภทนี้ถูกนำไปใช้ในยานอวกาศ เพราะนอกจากจะได้พลังงานไฟฟ้าแล้วยังได้น้ำเป็นน้ำดื่ม สำหรับนักบินอวกาศด้วย



เซลล์เชื้อเพลิงโพรเพน-ออกซิเจน

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น

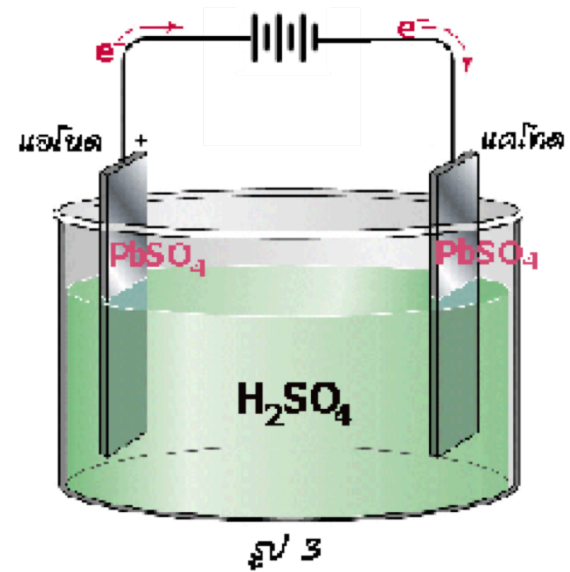
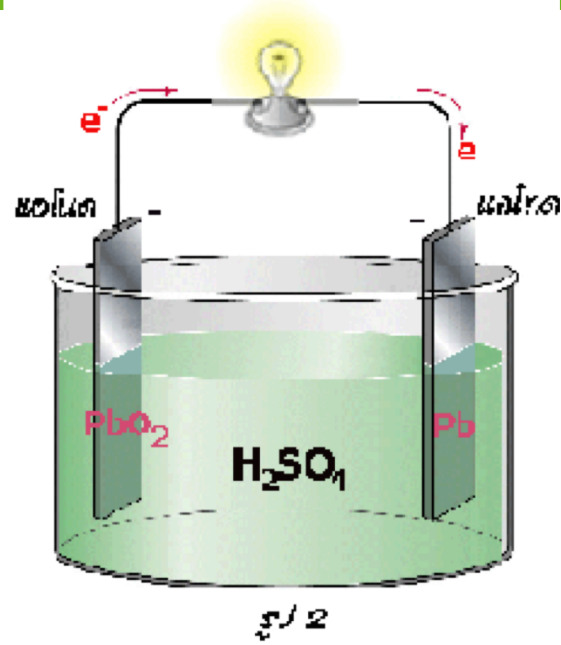
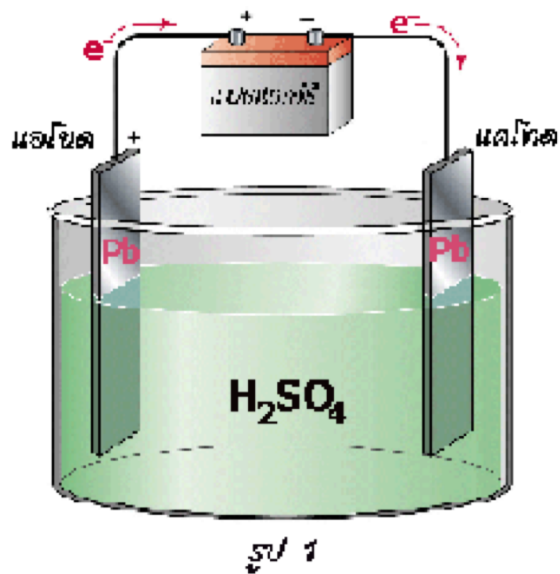


ส่วนประกอบเซลล์เชื้อเพลิงโพรเพน-ออกซิเจน

ปฏิกิริยาในเซลล์เชื้อเพลิงโพรเพน-ออกซิเจนนี้เสมือนกับปฏิกิริยาสันดาปของ
ก๊าซโพรเพนเซลล์นี้อาจให้ประสิทธิภาพการทำงานสูงประมาณ 2 เท่าของ
เครื่องยนต์สันดาปภายใน



แบตเตอรี่



1) เมื่ออัดไฟครั้งแรก

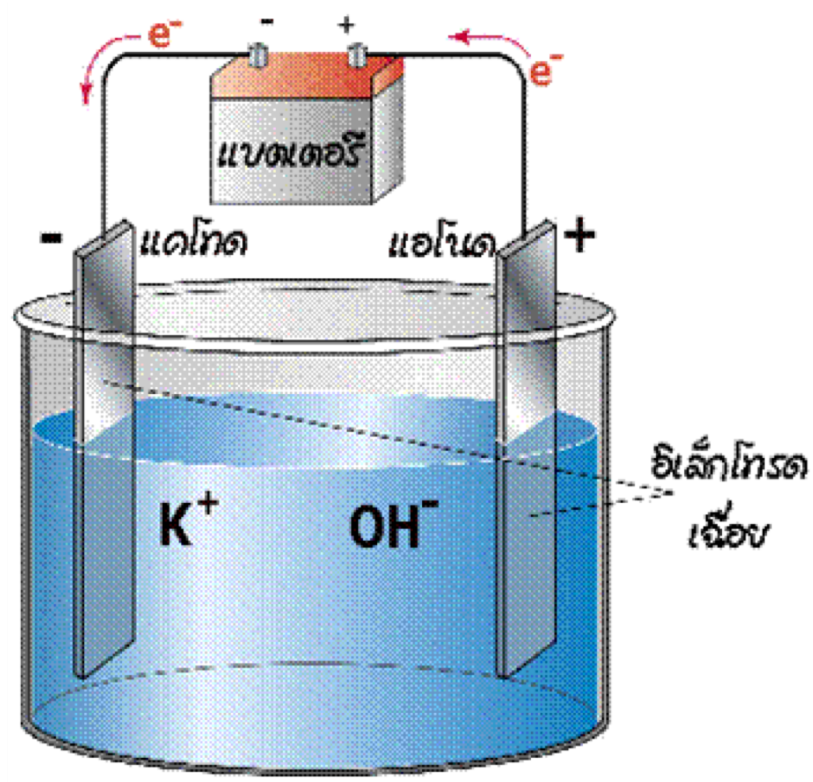
2) เมื่อจ่ายไฟ

3) เมื่ออัดไฟครั้งต่อไป



เซลล์อิเล็กโทรไลต์

Electrolysis เป็นกระบวนการทางเคมีที่ใช้พลังงานไฟฟ้าเพื่อทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมีที่ไม่สามารถเกิดขึ้นได้เอง



ส่วนประกอบที่สำคัญของ
Electrolytic cell

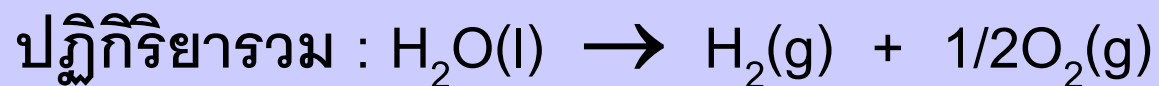
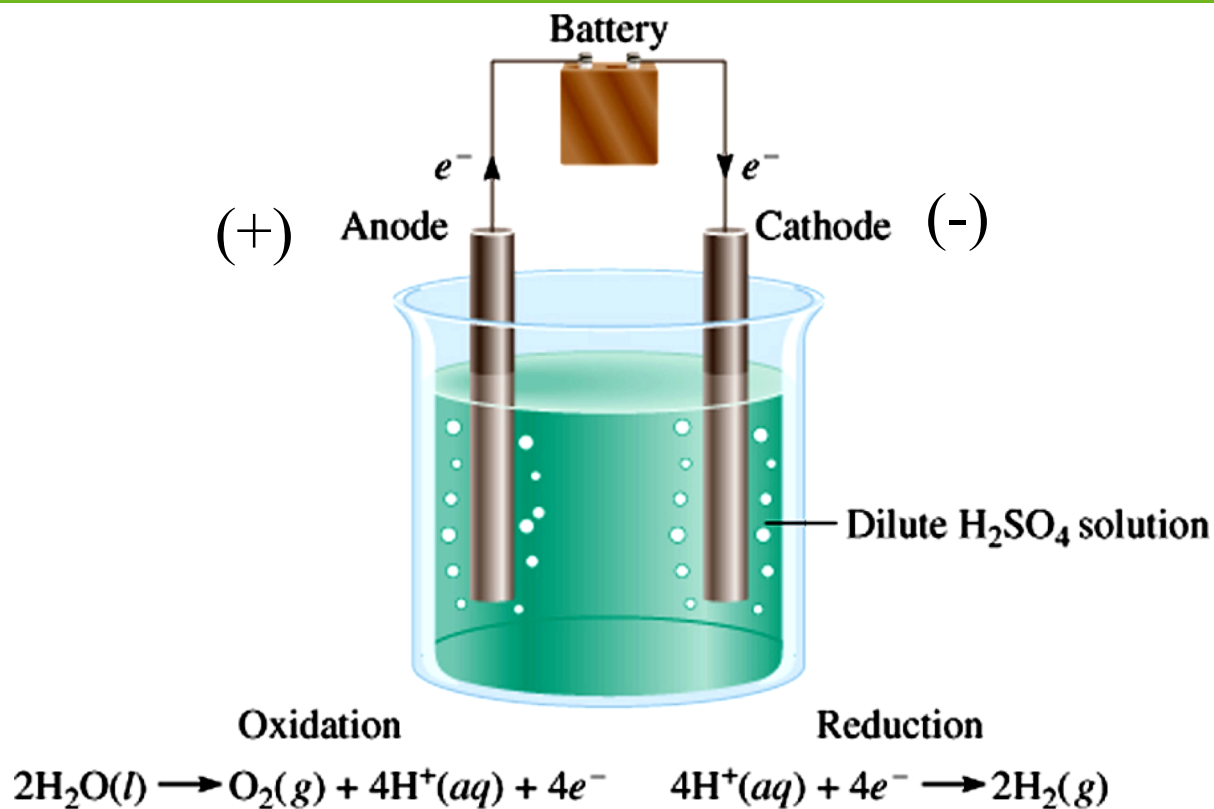
1. แหล่งพลังงานไฟฟ้าจากภายนอก
2. ขั้วไฟฟ้า
3. สารละลายอิเล็กโทรไลต์

ข้อแตกต่างระหว่างกัลวานิกเซลล์กับอิเล็กโทรไลติกเซลล์

ข้อแตกต่าง	กัลวานิก	อิเล็กโทรไลติก
ปฏิกิริยา การเปลี่ยนแปลง ชั่วไฟฟ้า การนำไปใช้	Spontaneous เคมีเป็นไฟฟ้า Cathode (+) Anode (-) เป็นแหล่งพลังงาน	Nonspontaneous ไฟฟ้าเป็นเคมี Cathode (-) Anode (+) ชุบโลหะ การทำโลหะให้ บริสุทธิ์

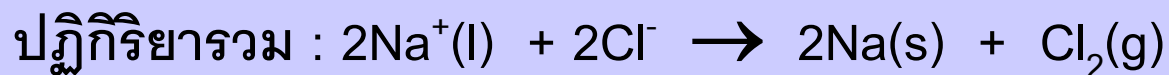
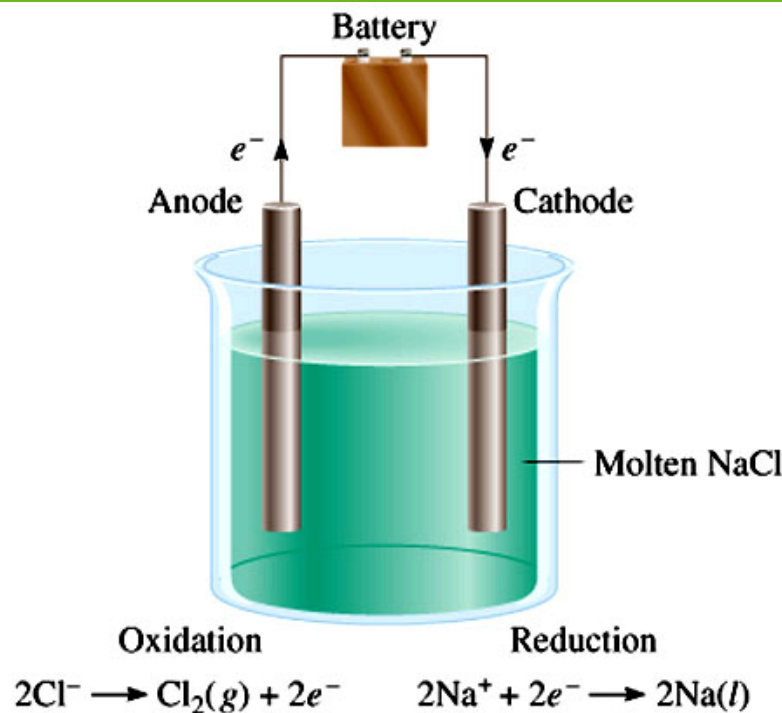
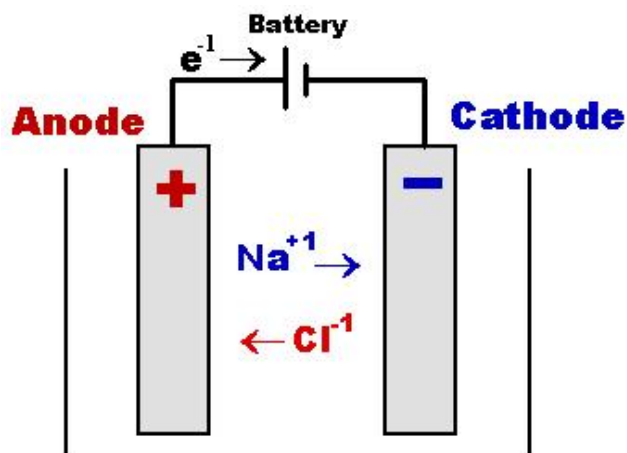


อิเล็กโทรไลซิสของน้ำ





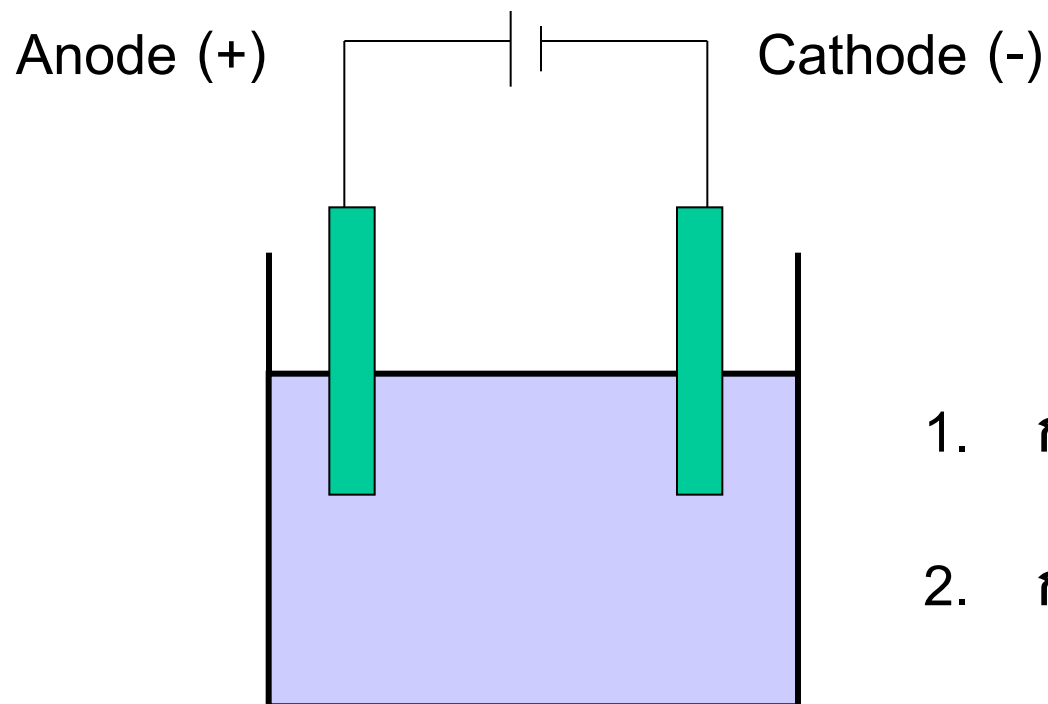
การแยกสารที่หลอมเหลวด้วยกระแสไฟฟ้า



$$E^\circ_{\text{cell}} = -2.71 - (+1.36) = -4.07 \text{ V}$$



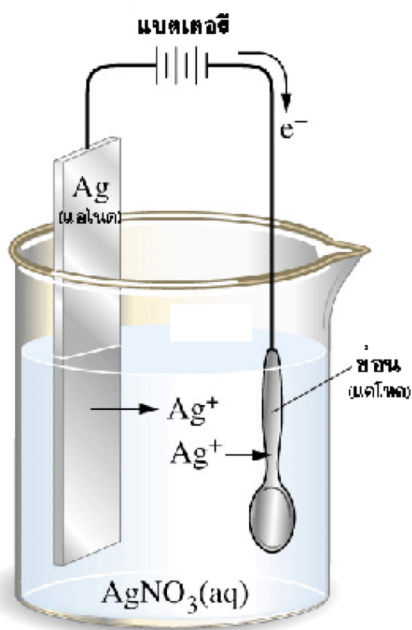
การแยกสารละลายด้วยกระแสไฟฟ้า



1. การแยกสารละลาย Na_2SO_4
2. การแยกสารละลาย CuBr_2
3. การแยก CuSO_4 โดยขั้วไฟฟ้า



ประโยชน์ของเซลล์อิเล็กโทรไลต์



การชุบโลหะ

หลักการของการชุบโลหะด้วยไฟฟ้า คือ ต้องให้โลหะชนิดหนึ่งมาเคลือบบนโลหะอีกชนิดหนึ่งที่อยู่เป็นแคโทด โดยจัดเซลล์ดังนี้

ขั้วแอโนด: โลหะที่ใช้ชุบ

ขั้วแคโทด: โลหะที่ต้องการชุบ

สารละลายอิเล็กโทรไลต์: ไอออนของโลหะชนิดเดียวกับโลหะที่เป็นแอโนด หรือโลหะที่ใช้ชุบ

ไฟฟ้า: กระแสตรง

ขั้วแอโนด: Ag:



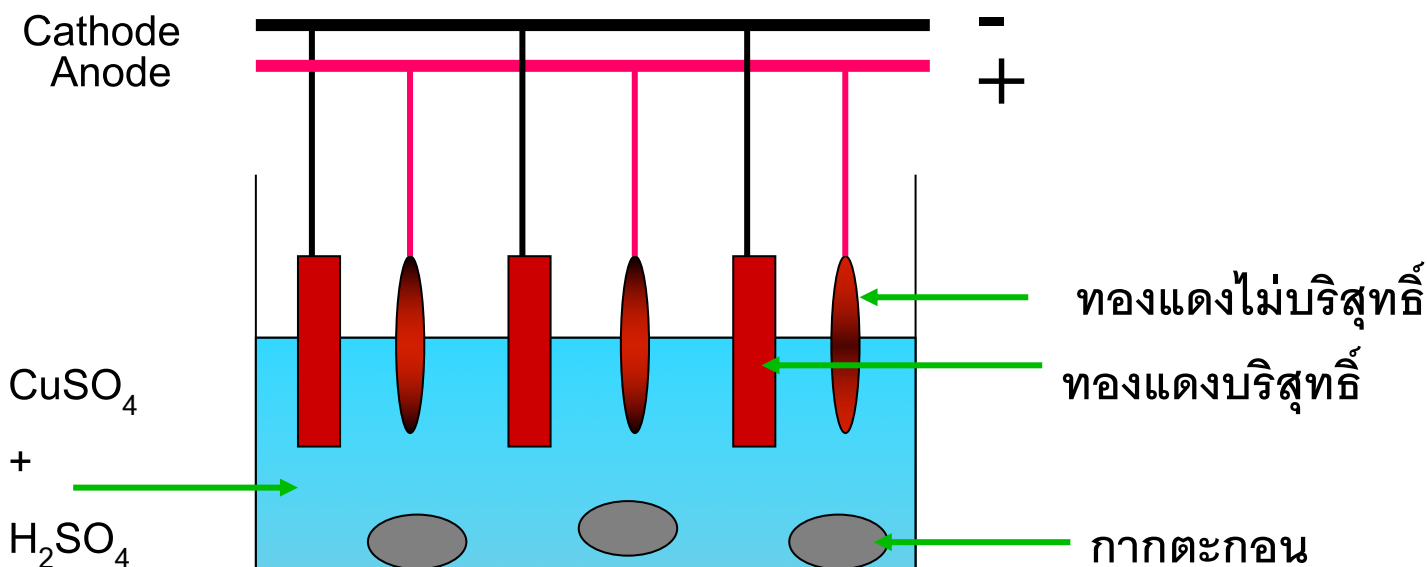
ขั้วแคโทด: ช้อน:





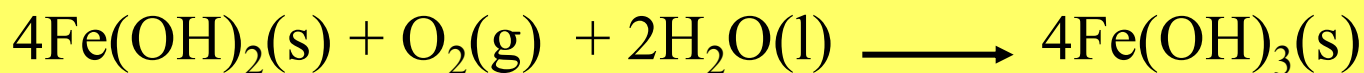
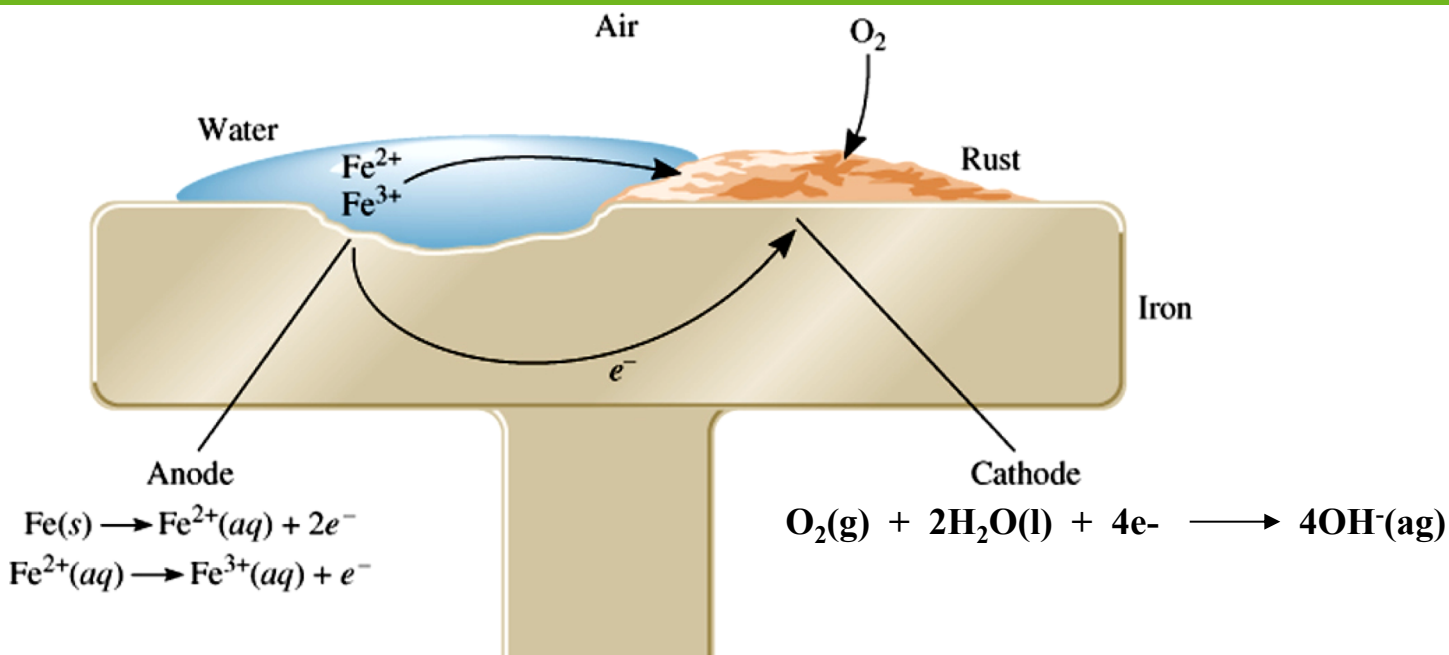
ประโยชน์ของเซลล์อิเล็กโทรไลต์

การทำทองแดงให้บริสุทธิ์ จากโลหะที่ประกอบด้วย Cu, Fe, Zn, Ag, Au, Pt





การผุกร่อนของโลหะ





การผุกร่อนของโลหะ

- การเกิดสนิมเหล็กเนื่องจาก CO_2
- CO_2 ละลายน้ำแล้วเกิด H_2CO_3 ซึ่งแตกตัวให้ H^+
 - Anode : $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
 - Cathode : $\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O(l)}$
 - $4\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g}) + (4+2n)\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O(s)} + 8\text{H}^+(\text{aq})$



การป้องกันการผุกร่อน

1. ทาสี ทาน้ำมัน การรมดำ และการเคลือบพลาสติก เป็นการป้องกันการถูกกับ O_2 และความชื้น

2. ทำการชุบด้วยโลหะ

โลหะบางชนิดมีสมบัติพิเศษ กล่าวคือเมื่อทำปฏิกิริยากับออกซิเจนจะเกิดเป็นออกไซด์ของโลหะเคลือบอยู่บนผิวของโลหะนั้นและไม่เกิดการผุกร่อนอีกต่อไป โลหะที่มีสมบัติดังกล่าวได้แก่ อลูมิเนียม ดีบุก และสังกะสี การชุบ หรือเคลือบโดยโลหะที่ Oxide ของโลหะนั้นคงตัว สลายตัวยาก จะเป็นผิวบางๆ คลุมผิวโลหะอีกที ได้แก่ Cr (โครเมียม) และอลูมิเนียม(Al) เป็นต้น ดังนั้น $Cr_2O_3 \cdot Al_2O_3$ สลายตัวยาก เรียกชื่อว่า วิธี อะโนไดซ์ (Anodize)

- หมายเหตุ เหล็กกล้าไม่เกิดสนิม (stainless steel) เป็น Fe ผสม Cr

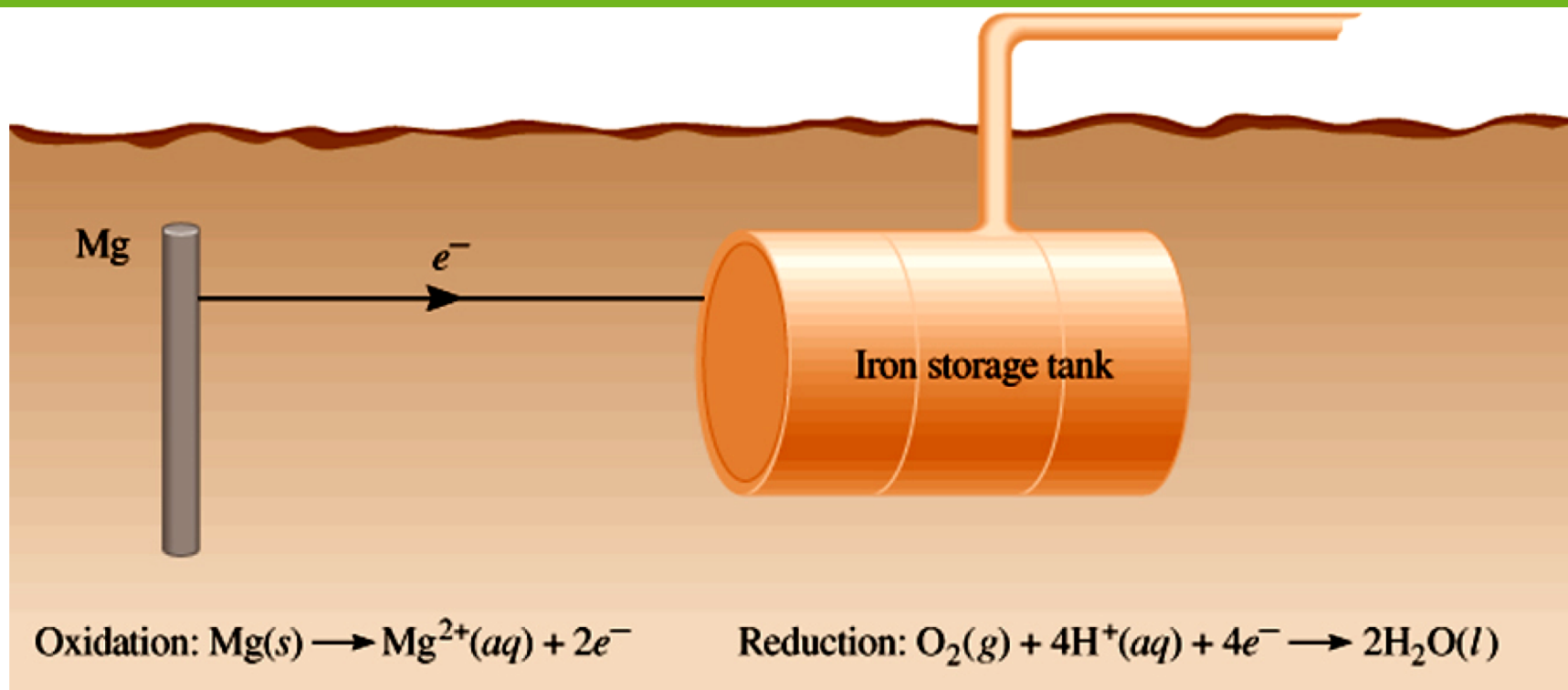


การป้องกันการผุกร่อน

3. วิธีแคโทดิก (Cathodic) โดยพันธโลหะที่ไม่ต้องการให้เกิดสนิมด้วยโลหะที่มีศักย์ไฟฟ้าต่ำกว่า หรือต่อเข้ากับขั้วลบของแหล่งกำเนิดไฟฟ้า กระแสตรง โลหะที่มีค่า E° ต่ำกว่า และขั้วลบของแหล่งกำเนิดไฟฟ้า กระแสตรงจะทำหน้าที่เป็นแอโนด ส่วนโลหะที่ไม่ต้องการให้เกิดสนิมจะเป็นแคโทด
- การฝังถุง Mg ตามท่อ หรือการผูก Mg ตามโครงเรือ จะทำให้ Fe ผุช้าลง เนื่องจาก Mg เสีย e^- ง่ายกว่า Fe จะเสีย e^- แทน Fe
- 4. การป้องกันการผุกร่อนของโลหะในระบบหล่อเย็นแบบปิด



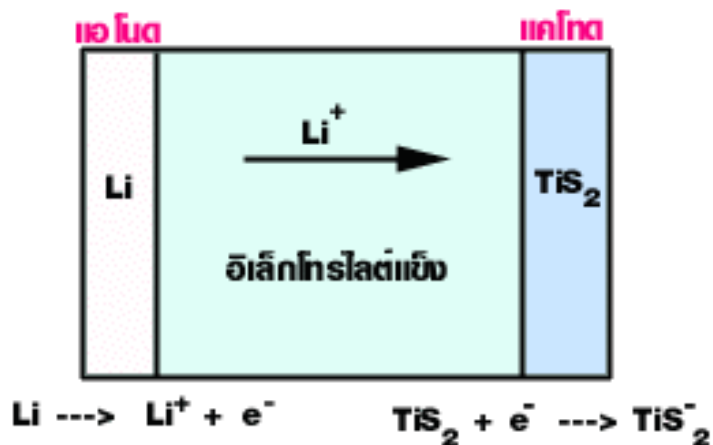
การป้องกันการผุกร่อนของถังเหล็กโดยใช้ขั้ว Mg





ความก้าวหน้าทางเทคโนโลยีเกี่ยวข้องกับเซลล์ไฟฟ้าเคมี

ส่วนประกอบของแบตเตอรี่อิเล็กโทรไลต์แข็ง



ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น

ที่แอโนด Li (s) ----> Li⁺(s) + e⁻

ที่แคโทด TiS₂(s) + e⁻ ----> TiS₂⁻(s)

ปฏิกิริยารวม Li(s) + TiS₂(s) ----> Li⁺(s) + TiS₂⁻(s)

ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์นี้มีค่าประมาณ 2 โวลต์ เมื่อโลหะลิเทียมให้อิเล็กตรอนแล้วจะกลายเป็น Li⁺ ผ่านอิเล็กโทรไลต์แข็งไปยังแคโทดซึ่งมี TiS₂ ทำหน้าที่รับอิเล็กตรอนเกิดเป็น TiS₂⁻(s) จากนั้น TiS₂⁻ จะรวมตัวกับ Li⁺ เกิดเป็น LiTiS₂ อิเล็กโทรไลต์แข็งทำหน้าที่เป็นฉนวนต่ออิเล็กตรอน จึงทำให้เซลล์ไฟฟ้านี้สามารถใช้งานได้โดยไม่เกิดการลัดวงจร

เซลล์ไฟฟ้าแบบนี้เป็นแบบทุติยภูมิสามารถประจุไฟได้ใหม่เช่นเดียวกับเซลล์นิแคดหรือเซลล์สังกะสีแบบตะกั่ว ในปัจจุบันนี้มีการใช้แบตเตอรี่ชนิดนี้กับรถยนต์ ทำให้ไม่ต้องเติมน้ำกลั่นกับแบตเตอรี่อีกต่อไปเมื่อแบตเตอรี่นี้หมดอายุการใช้งานแล้วก็สามารถเปลี่ยนใหม่ได้ แต่ยังมีราคาแพงมากเมื่อเทียบกับแบตเตอรี่ที่ใช้แผ่นตะกั่วเป็นขั้วไฟฟ้าและใช้สารละลายกรดเป็นอิเล็กโทรไลต์



ความก้าวหน้าทางเทคโนโลยีเกี่ยวข้องกับเซลล์ไฟฟ้าเคมี

การทำอิเล็กโทรไดอะลิซิสน้ำทะเล

ELECTRODIALYSIS (ED)

