

บทที่ 7

ไฟฟ้าเคมี

http://www.science.mju.ac.th/chemistry/staffs/p_kunthadee.htm

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร. เพชรลดา กันหาดี

1

ไฟฟ้าเคมี

ปฏิกิริยาในไฟฟ้าเคมี

1) ปฏิกิริยาในไฟฟ้าเคมี

- ไฟฟ้าเคมี (Electrochemistry) ศึกษาเกี่ยวกับการเปลี่ยนแปลงระหว่างพลังงานไฟฟ้าและปฏิกิริยาเคมี แบ่งได้เป็น

(1) ปฏิกิริยาเคมีทำให้เกิดกระแสไฟฟ้า → ปฏิกิริยาเกิดขึ้นได้เอง (spontaneous reaction) ตัวอย่างพบในเซลล์กัลวานิก (Galvanic cell) (เช่น ถ่านไฟฉาย แบตเตอรี่)

(2) กระแสไฟฟ้าทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมี → ปฏิกิริยาเกิดขึ้นเองไม่ได้ (non-spontaneous reaction) ตัวอย่างพบในเซลล์อิเล็กโทรไลต์ (Electrolytic cell) (เช่น การชุบโลหะ การแยกสลายด้วยไฟฟ้า)

2) ปฏิกิริยารีดอกซ์

- ปฏิกิริยารีดอกซ์ (Redox reaction) → ปฏิกิริยาที่มีการถ่ายเทอิเล็กตรอนให้กันระหว่างสารที่เข้าทำปฏิกิริยา เช่น ปฏิกิริยาระหว่างโลหะกับสารละลายซึ่งมีไอออนต่างๆ

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร. เพชรลดา กันหาดี

2

ไฟฟ้าเคมี

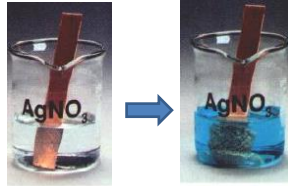
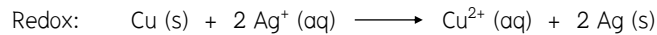
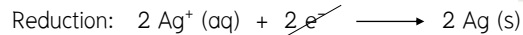
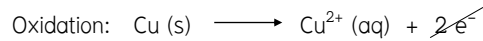
ปฏิกิริยารีดอกซ์

- พิจารณาปฏิกิริยาระหว่างแผ่นทองแดง Cu(s) กับสารละลาย AgNO₃ (aq)

- เมื่อตั้งทิ้งไว้, สารละลายเปลี่ยนจาก ไม่มีสี → สีฟ้า (Cu → Cu²⁺)

มีของแข็งสีขาวปนเทาเกาะที่แผ่นทองแดง (Ag⁺ → Ag)

- เขียนสมการแสดงปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นได้ดังนี้



- สรุปได้ว่า

1. ปฏิกิริยา oxidation → สารที่เข้าทำปฏิกิริยาให้ e⁻ แก่สารอื่น

2. ปฏิกิริยา reduction → สารที่เข้าทำปฏิกิริยารับ e⁻ จากสารอื่น

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร. เพชรลดา กันทาดี

3

ไฟฟ้าเคมี

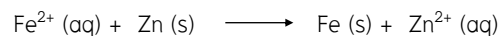
ปฏิกิริยารีดอกซ์

3. ปฏิกิริยา redox (oxidation-reduction) → มีการให้และรับ e⁻ ระหว่างสารที่เข้าทำปฏิกิริยา

4. Cu (s) → **reducer** → ตัวให้ e⁻ → เลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้น (Cu (s) → Cu²⁺ (aq))

5. Ag⁺ (aq) → **oxidiser** → ตัวรับ e⁻ → เลขออกซิเดชันลดลง (Ag⁺ (aq) → Ag (s))

ตัวอย่าง 7.1 จากปฏิกิริยา redox ต่อไปนี้ จงเขียนปฏิกิริยา oxidation และ reduction และระบุว่าสารใดเป็น reducer สารใดเป็น oxidiser



วิธีทำ พิจารณา Fe²⁺ → Fe จะเห็นว่า Fe²⁺ รับ 2 e⁻ เกิดเป็น Fe

Zn → Zn²⁺ จะเห็นว่า Zn ปล่อย 2 e⁻ เกิดเป็น Zn²⁺

ดังนั้น ปฏิกิริยา oxidation: Zn (s) → Zn²⁺ (aq) + 2 e⁻

reduction: Fe²⁺ (aq) + 2 e⁻ → Fe (s)

และ reducer = Zn (s), oxidiser = Fe²⁺ (aq)

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.เพชรลดา กันทาดี

4

การดุลสมการรีดอกซ์

3) การดุลสมการรีดอกซ์ ทำได้ตามลำดับดังนี้

1. พิจารณาสมการ หาโมเลกุล/อะตอม/ไอออนที่ถูก oxidize และถูก reduce โดยดู oxidation number ที่เปลี่ยนไป
2. เขียนครึ่งปฏิกิริยาที่เกิด oxidation และ reduction
3. ทำครึ่งปฏิกิริยาทั้งสองให้สมดุลทั้งจำนวนอะตอมและจำนวนประจุไฟฟ้า
4. ดุลอะตอม O และ H ในสมการ โดยที่
 - ดุล O ด้วย H_2O
 - ดุล H ด้วย H^+
 - ถ้าสารละลายเป็นเบส ให้เติม OH^- ทั้งสองด้านเพื่อสะเทิน H^+ ในปฏิกิริยา (ถ้ามี)
5. ทำจำนวน e^- ที่ให้และรับในทั้งสองครึ่งปฏิกิริยาให้เท่ากัน
6. รวมครึ่งสมการทั้งสองที่ดุลแล้วให้เป็นสมการสุทธิของปฏิกิริยารีดอกซ์

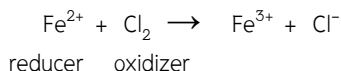
เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร.เพชรดา กิ่งหาดี

5

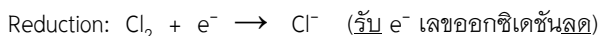
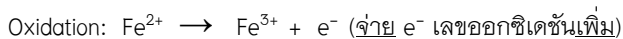
การดุลสมการรีดอกซ์

ตัวอย่าง 7.2 จงดุลสมการรีดอกซ์ต่อไปนี้ $Fe^{2+} + Cl_2 \rightarrow Fe^{3+} + Cl^-$

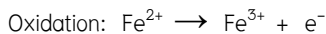
1. หาดัวยออกซิไดซ์และตัวรีดิวซ์จากเลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนไป



2. เขียนครึ่งปฏิกิริยา (ยังไม่ต้องดุล)



3. ดุลจำนวนอะตอมและอิเล็กตรอน



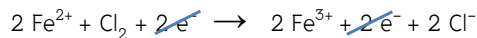
เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร.เพชรดา กิ่งหาดี

6

การดุลสมการรีดอกซ์

ตัวอย่าง 7.2 (ต่อ)

4. ดุลจำนวน e^- ของสองครึ่งปฏิกิริยา (เอาสัมประสิทธิ์คูณ) แล้วรวมกัน

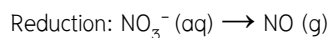


จะได้สมการเคมีที่ดุลแล้ว คือ



ตัวอย่าง 7.3 จงดุลสมการ $\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow \text{S}(\text{s}) + \text{NO}(\text{g})$

1. เขียนครึ่งปฏิกิริยา Oxidation: $\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) \rightarrow \text{S}(\text{s})$



เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร. เพชรลดา กันหาดี

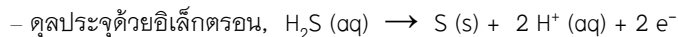
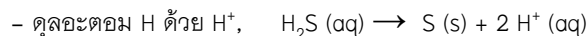
7

การดุลสมการรีดอกซ์

ตัวอย่าง 7.3 (ต่อ)

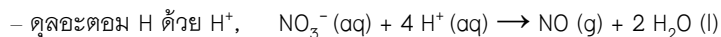
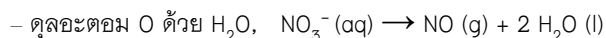
2. ดุลสมการ

- Oxidation : $\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) \rightarrow \text{S}(\text{s})$

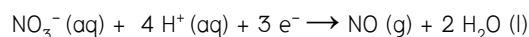


- ปฏิกิริยาเกิดในกรด ไม่ต้องดุล H^+ อีก

- Reduction: $\text{NO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow \text{NO}(\text{g})$



- ดุลประจุด้วยอิเล็กตรอน,



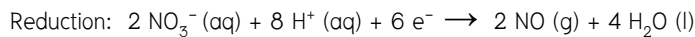
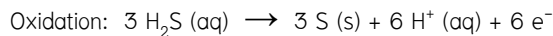
เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร. เพชรลดา กันหาดี

8

การดุลสมการรีดอกซ์

ตัวอย่าง 7.3 (ต่อ)

3. รวมครึ่งปฏิกิริยา (ดุลจำนวน e^- ของทั้งสองปฏิกิริยา)



จะได้สมการเคมีที่ดุลแล้ว คือ

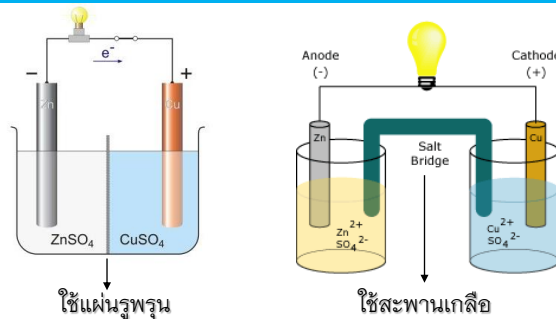


เซลล์กัลวานิก

4) เซลล์กัลวานิก (Galvanic cell)

- เซลล์ไฟฟ้าเคมี ประกอบด้วยขั้วไฟฟ้า (electrode) 2 ขั้วจุ่มในสารละลายอิเล็กโทรไลต์
- เมื่อต่อครบวงจร ถ้าปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเป็นปฏิกิริยา redox (oxidation-reduction) แล้วทำให้เกิดกระแสไฟฟ้าขึ้นได้เอง → เรียกเซลล์ไฟฟ้านั้นว่า **เซลล์กัลวานิก**
- การถ่ายเทอิเล็กตรอนจะเกิดผ่านตัวกลาง คือ ลวดไฟฟ้าที่ต่อระหว่างขั้วไฟฟ้า 2 ขั้ว (ถ่ายเททางอ้อม)
- ตัวอย่างเซลล์กัลวานิก เช่น เซลล์แดเนียลล์ (Daniell cell) ประกอบด้วยขั้วไฟฟ้า ดังรูป

เซลล์กัลวานิก



- แผ่นรูพรุน (porous plug) และสะพานเกลือ (salt bridge) ทำหน้าที่ควบคุมสมดุลของประจุไฟฟ้าของสองครึ่งเซลล์

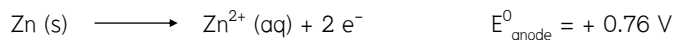
- ปฏิกิริยาเกิดขึ้นได้เอง → ต่อเข้ากับแอมมิเตอร์ จะมีกระแสผ่านในวงจร หรือต่อเข้ากับหลอดไฟฟ้าจะเกิดแสงสว่างขึ้น

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร. เพชรดา กิ่งทาดิ

11

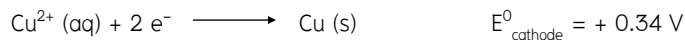
เซลล์กัลวานิก

- ที่ขั้วลบ หรือ anode: เกิดปฏิกิริยา oxidation ที่ขั้ว Zn (s) ดังนี้



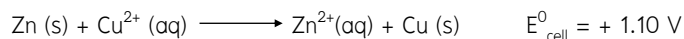
นั่นคือ แท่งสังกะสีละลายลงในสารละลาย ZnSO₄ และจ่าย e⁻ ผ่านลวดตัวนำไปยังขั้ว Cu (s)

- ที่ขั้วบวก หรือ cathode: เกิดปฏิกิริยา reduction ที่ขั้ว Cu (s) ดังนี้



นั่นคือ Cu²⁺ จากสารละลาย CuSO₄ จะรับ e⁻ เกิดเป็นโลหะทองแดงเกาะอยู่ที่ขั้ว Cu (s)

- ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นแต่ละขั้ว เรียกว่า **ปฏิกิริยาครึ่งเซลล์**
- ปฏิกิริยารวมของเซลล์จะเป็นผลรวมของปฏิกิริยาครึ่งเซลล์ทั้งสอง ดังนี้



เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร. เพชรดา กิ่งทาดิ

12

เซลล์กัลวานิก

- ในการเขียนเซลล์ไฟฟ้า → ขั้วที่ให้ e^- จะเขียนไว้ทางซ้ายมือ, ขั้วที่รับ e^- เขียนไว้ทางขวามือ
- เซลล์กัลวานิก → ปฏิกิริยาเกิดขึ้นได้เอง และ $E^0_{cell} = +$
- แผนภาพของเซลล์ จะเขียนได้เป็น $Zn(s) // Zn^{2+}(aq) // Cu^{2+}(aq) // Cu(s)$
(ครึ่งเซลล์ออกซิเดชัน // ครึ่งเซลล์รีดักชัน) เมื่อ // คือ salt bridge
- ศักย์ไฟฟ้าของแต่ละขั้วอิเล็กโทรด หาได้จากแรงเคลื่อนไฟฟ้าของเซลล์เมื่อต่อขั้วนั้นกับอิเล็กโทรดไฮโดรเจนมาตรฐาน (SHE = standard hydrogen electrode, $E^0_{H_2} = 0.00 \text{ V}$) ที่สภาวะมาตรฐาน (25°C , 1 atm)
- ค่า E^0_{cell} หาได้จาก
$$E^0_{cell} = E^0_{cathode} - E^0_{anode}$$
- ตัวอย่างศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของขั้วอิเล็กโทรด ที่ 25°C เป็นดังตารางที่ 1

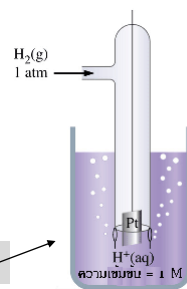
เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร.เพชรดา กิ่งหาดี

13

เซลล์กัลวานิก

ตาราง 1 ตัวอย่างศักย์ไฟฟ้ารีดักชันมาตรฐานของขั้วอิเล็กโทรดที่ 25°C

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นที่ขั้ว	$E^0 \text{ (V)}$
$Li^+ + e^- \longrightarrow Li$	- 3.04
$Cs^+ + e^- \longrightarrow Cs$	- 2.95
$K^+ + e^- \longrightarrow K$	- 2.92
$Al^{3+} + 3 e^- \longrightarrow Al$	- 1.66
$Zn^{2+} + 2 e^- \longrightarrow Zn$	- 0.76
$Pb^{2+} + 2 e^- \longrightarrow Pb$	- 0.13
$2 H^+ + 2 e^- \longrightarrow H_2$	0.00
$Sn^{4+} + 2 e^- \longrightarrow Sn^{2+}$	+ 0.15
$Cu^{2+} + 2 e^- \longrightarrow Cu$	+ 0.34



<http://3.bp.blogspot.com/-72H7gMbAHEY/UfwHkBlFQtl/AAAAA/AAAAAc/S21iz5IKwGE/s1600/chem2.png>

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร.เพชรดา กิ่งหาดี

14

เซลล์กัลวานิก

ตาราง 1 ตัวอย่างศักย์ไฟฟ้ารีดักชันมาตรฐานของครึ่งเซลล์ที่ 25°C (ต่อ)

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นที่ขั้ว	E^0 (V)
$\text{Br}_2 + 2 e^- \longrightarrow 2 \text{Br}^-$	+ 1.07
$\text{Au}^{3+} + 3 e^- \longrightarrow \text{Au}$	+ 1.50
$\text{F}_2 + 2 e^- \longrightarrow 2 \text{F}^-$	+ 2.87

จากตาราง จะได้ว่า

- ค่า E^0 ยิ่งมาก \rightarrow เป็นตัวรับ e^- (oxidiser) ที่ดี \rightarrow เกิดปฏิกิริยา reduction \rightarrow ขั้ว cathode

- ค่า E^0 ยิ่งน้อย \rightarrow เป็นตัวให้ e^- (reducer) ที่ดี \rightarrow เกิดปฏิกิริยา oxidation (ทิศทางตรงข้ามกับในตาราง) \rightarrow ขั้ว anode

เซลล์กัลวานิก

ตัวอย่าง 7.4 จากปฏิกิริยาครึ่งเซลล์ดังต่อไปนี้

	E^0 (V)
$\text{Ag}^+ + e^- \longrightarrow \text{Ag}$	0.80
$\text{Fe}^{3+} + e^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}$	0.77
$\text{Ni}^{2+} + e^- \longrightarrow \text{Ni}$	- 0.25
$\text{Fe}^{2+} + 2 e^- \longrightarrow \text{Fe}$	- 0.44
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \longrightarrow \text{Zn}$	- 0.76
$\text{Cr}^{3+} + 3 e^- \longrightarrow \text{Cr}$	- 0.74
$\text{Na}^+ + e^- \longrightarrow \text{Na}$	- 2.71

1) สารใดเป็น oxidiser ที่ดีที่สุด 2) จงแสดงการหาค่า E^0 ของครึ่งเซลล์คู่หนึ่ง

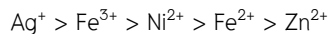
3) เซลล์ $2 \text{Ag} + \text{Zn}^{2+} \longrightarrow 2 \text{Ag}^+ + \text{Zn}$ ปฏิกิริยาจะเกิดขึ้นได้เองหรือไม่

เซลล์กัลวานิก

วิธีทำ 1) สารใดเป็น oxidiser ที่ดีที่สุด

จากค่า E^0 ของครึ่งเซลล์ จะเห็นได้ว่าครึ่งเซลล์ Ag^+/Ag มีค่า E^0 มากที่สุด \rightarrow รับ e^- ได้ดีที่สุด $\rightarrow \text{Ag}^+$ เป็น oxidiser ที่ดีที่สุด

และเรียงลำดับความสามารถในการรับ e^- หรือการเป็น oxidiser ที่ดีได้ดังนี้



2) จงแสดงการหาค่า E^0 ของครึ่งเซลล์คู่หนึ่ง

พิจารณาของครึ่งเซลล์ดังนี้

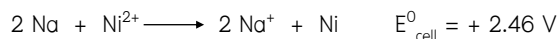
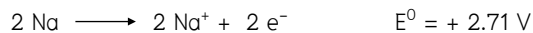


การหาค่า E^0 ทำได้ 2 วิธี ดังนี้

เซลล์กัลวานิก

(ก) ถ้า E^0 มากกว่า \rightarrow ครึ่งเซลล์นั้นจะทำหน้าที่รับ e^-

ถ้า E^0 น้อยกว่า \rightarrow ครึ่งเซลล์นั้นจะทำหน้าที่ให้ e^-



ข้อสังเกต

- ปฏิกริยาให้ e^- จะสลับเครื่องหมายของ E^0 เนื่องจากปฏิกิริยาตรงกันข้าม
- ถ้ามีการเติมตัวเลขในสมการ จะไม่มีการคูณเข้ากับค่า E^0 (ค่า E^0 คงที่ ไม่ขึ้นกับปริมาณ)

- E^0_{cell} หาจากการนำค่า E^0 ทั้งสองครึ่งเซลล์มารวมกัน (ดังแสดงข้างต้น)

เซลล์กัลวานิก

(ข) พิจารณาค่า E^0 ของสองครึ่งเซลล์เปรียบเทียบกัน

ถ้า E^0 มากกว่า \rightarrow รับ e^- \rightarrow ทำหน้าที่เป็น cathode

ถ้า E^0 น้อยกว่า \rightarrow ให้ e^- \rightarrow ทำหน้าที่เป็น anode

$$\begin{aligned} \text{จากนั้นใช้สูตร } E_{\text{cell}}^0 &= \Delta E^0 = E_{\text{cathode}}^0 - E_{\text{anode}}^0 \\ &= -0.25 - (-2.71) = +2.46 \text{ V} \end{aligned}$$

ข้อสังเกต การใช้สูตรสามารถนำค่า E^0 ที่กำหนดให้มาคำนวณได้เลย (ไม่ต้องสลับเครื่องหมายเหมือนวิธีแรก)

3) เซลล์ $2 \text{Ag} + \text{Zn}^{2+} \longrightarrow 2 \text{Ag}^+ + \text{Zn}$ ปฏิกิริยาจะเกิดขึ้นได้เองหรือไม่

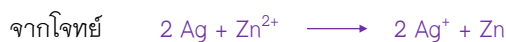


เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป

อ.ดร. เพชรลดา กิ่งหาดี

19

เซลล์กัลวานิก



จะเห็นว่าประกอบด้วยครึ่งปฏิกิริยา $2 \text{Ag} \longrightarrow 2 \text{Ag}^+ + 2 e^-$ (oxidation, anode)

และ $\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \longrightarrow \text{Zn}$ (reduction, cathode)

$$\begin{aligned} \Delta E^0 &= E_{\text{cathode}}^0 - E_{\text{anode}}^0 \\ &= -0.76 - (0.80) = -1.56 \text{ V} \end{aligned}$$

(ค่าติดลบ \rightarrow ปฏิกิริยาเกิดขึ้นเองไม่ได้)

แสดงว่า ปฏิกิริยาจากใจหทัยเกิดขึ้นเองไม่ได้

(ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นได้ ควรเป็น $2 \text{Ag}^+ + \text{Zn} \longrightarrow 2 \text{Ag} + \text{Zn}^{2+}$)

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป

อ.ดร. เพชรลดา กิ่งหาดี

20

ประโยชน์ของเซลล์กัลวานิก

5) ประโยชน์ของเซลล์กัลวานิก

- เซลล์กัลวานิกที่ใช้งาน แบ่งออกเป็น 2 ชนิด คือ

(1) เซลล์ปฐมภูมิ (primary cell)

→ เมื่อใช้งานจนหมดอายุแล้ว ไม่สามารถนำกลับมาใช้ซ้ำได้อีก

→ จัดเป็น เซลล์ที่ไม่ผันกลับ (irreversible cell) เช่น เซลล์แห้ง (dry cell) หรือ ถ่านไฟฉาย เป็นต้น และให้ศักย์ไฟฟ้าประมาณ 1.5 V



ส่วนประกอบของ dry cell
หรือถ่านไฟฉาย

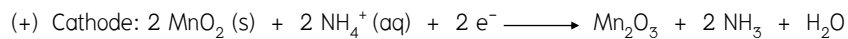
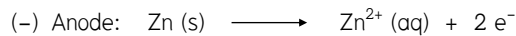
www.myfirstbrain.com/thaidata/image.asp?ID=1660901

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร. เพชรลดา กิ่งทาดิ

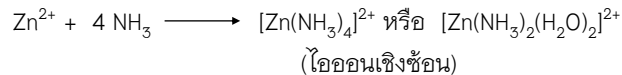
21

ประโยชน์ของเซลล์กัลวานิก

→ ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นในถ่านไฟฉาย เป็นดังนี้



→ NH_3 ที่เกิดขึ้นเรื่อยๆ จะไปรวมตัวกับ Zn^{2+} เกิดเป็นไอออนเชิงซ้อน เพื่อรักษาความเข้มข้นของ Zn^{2+} ไม่ให้สูงเกินไป และให้ศักย์ไฟฟ้าเกือบคงที่ตลอดอายุการใช้งาน ดังสมการ



(2) เซลล์ทุติยภูมิ (secondary cell)

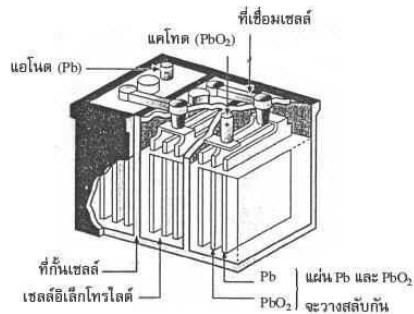
→ จัดเป็น เซลล์ที่ผันกลับได้ (reversible cell) นั่นคือ เมื่อจ่ายไฟหมดแล้ว สามารถนำกลับมาอัดไฟเพื่อใช้ใหม่ได้อีก

→ ตัวอย่างเช่น เซลล์ไฟฟ้าแบบตะกั่ว (lead storage battery) หรือแบตเตอรี่ เป็นต้น

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร. เพชรลดา กิ่งทาดิ

22

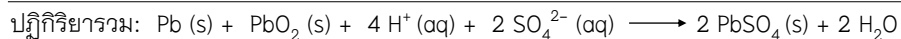
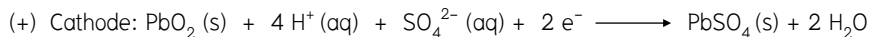
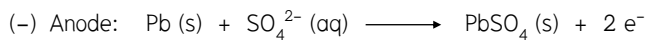
ประโยชน์ของเซลล์กัลวานิก



เซลล์สะสมไฟฟ้าแบบตะกั่ว
หรือแบตเตอรี่

http://www.maceducation.com/e-knowledge/2432209100/07_files/07-11.jpg

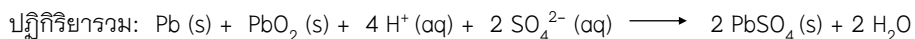
→ ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นที่ขั้วไฟฟ้าทั้งสอง เป็นดังนี้



เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร. เพชรลดา กิ่งหาดี

23

ประโยชน์ของเซลล์กัลวานิก



- เซลล์นี้สามารถผันกลับได้เมื่อต้องการ โดยการอัดไฟเข้าทำให้เกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ

- จะได้ Pb (s) และ PbO₂ (s) กลับมาที่แต่ละขั้ว และความเข้มข้นของกรด H₂SO₄

(electrolyte) เพิ่มขึ้น → เกิดปฏิกิริยาได้ใหม่

- 1 เซลล์จะให้ศักย์ไฟฟ้าประมาณ 2 V

- ถ้าวางขั้วใช้แบตเตอรี่ 12 V → ต้องต่อ 6 เซลล์เข้าด้วยกัน

6) เซลล์อิเล็กโทรไลต์ (Electrolytic cell)

- ปฏิกิริยาเกิดเองไม่ได้ ต้องอาศัยพลังงานไฟฟ้าจากแหล่งภายนอก มาทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมีขึ้น

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร. เพชรลดา กิ่งหาดี

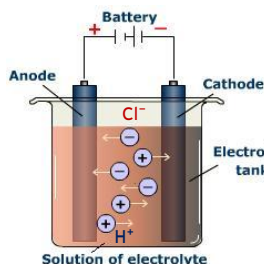
24

เซลล์อิเล็กโทรไลต์ (Electrolytic cell)

ประกอบด้วย แหล่งให้พลังงานไฟฟ้า ขั้วไฟฟ้า 2 ขั้ว และ สารละลาย electrolyte

- ขั้ว anode → เกิด oxidation
 - ขั้ว cathode → เกิด reduction
- } เหมือนเซลล์กัลวานิก แต่ต่อขั้ว +/- ตรงกันข้าม

ตัวอย่างเซลล์อิเล็กโทรไลต์ เช่น กระบวนการแยกสลายด้วยไฟฟ้า (electrolysis) ของ สารละลายกรด HCl ดังรูป



ตัวอย่างการทำงานของ electrolytic cell

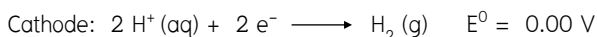
เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร. เพชรลดา กิ่งทาดิ

25

เซลล์อิเล็กโทรไลต์ (Electrolytic cell)

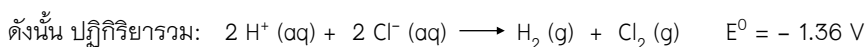
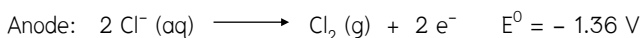
จากรูป

- แบตเตอรี่จะจ่าย e^- ไปตามเส้นลวดถึงขั้ว cathode (-)

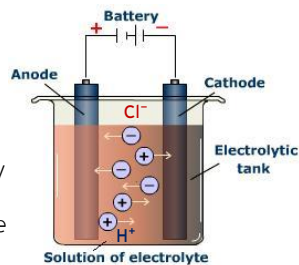


H^+ รวบรวมรับ e^- เกิดก๊าซ H_2 เป็นฟองฟุดที่ขั้ว cathode

- Cl^- จะเคลื่อนมาจ่าย e^- ที่ขั้ว anode (+) → เกิดเป็นก๊าซ Cl_2



- จะเห็นว่า $E^0 = -$ → ปฏิกิริยาเกิดเองไม่ได้ (ตรงข้ามกับเซลล์กัลวานิก)



เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร. เพชรลดา กิ่งทาดิ

26

กฎของฟาราเดย์

7) กฎของฟาราเดย์

- Michael Faraday → ค้นพบความสัมพันธ์ระหว่างปริมาณไฟฟ้าและการเปลี่ยนแปลงทางเคมีที่เกิดขึ้นที่ขั้วไฟฟ้าในกระบวนการของเซลล์อิเล็กโทรไลต์ โดยจะสัมพันธ์กับปริมาณ e^- ที่มีการถ่ายเทในปฏิกิริยาออกซิเดชันและรีดักชัน

- ปริมาณไฟฟ้า 1 Faraday (F) = ปริมาณไฟฟ้าที่ต้องผ่านเข้าไปในเซลล์เพื่อให้ e^- 1 โมลทำปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน

- ปกติปริมาณไฟฟ้า (Q) มีหน่วยเป็น **คูลอมบ์ (coulomb)** หาได้จาก

$$Q = I t$$

เมื่อ I = กระแสไฟฟ้าในหน่วย แอมแปร์ (Ampere, A)

t = เวลาในหน่วย วินาที (second, s)

- และ ปริมาณไฟฟ้า 1 F = 96,487 coulomb ต่อโมล e^-

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป

อ.ดร. เพชรลดา กิ่งชาติ

27

กฎของฟาราเดย์

ตัวอย่าง 7.5 ในการแยกสารละลาย $AgNO_3$ ด้วยกระแสไฟฟ้า 2 แอมแปร์ เป็นเวลา 1 ชั่วโมง จะมีโลหะเงินเกิดขึ้นที่ขั้วลบกี่กรัม

วิธีทำ 1) หาปริมาณไฟฟ้าในหน่วยฟาราเดย์ (F)

$$Q = I t$$

$$= (2 \text{ A}) (1 \times 60 \times 60 \text{ s}) = 7,200 \text{ A.s} = 7,200 \text{ coulomb (C)}$$

โดยปริมาณไฟฟ้า 96,487 C มีค่า 1 F

$$\text{ถ้าปริมาณไฟฟ้า } 7,200 \text{ C จะมียค่า} = \frac{1 \text{ F} \times 7,200 \text{ C}}{96,487 \text{ C}} = 0.075 \text{ F}$$

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป

อ.ดร. เพชรลดา กิ่งชาติ

28

กฎของฟาราเดย์

2) หาน้ำหนักโลหะเงินที่เกิดขึ้นที่ขั้วลบ

ที่ขั้ว (-), cathode \rightarrow ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น คือ $\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag} (\text{s})$

จากสมการ ปริมาณไฟฟ้า 1 F (1 mol e^-) เกิดโลหะเงิน 1 mol = 107.868 g

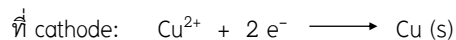
$$\begin{aligned} \text{ดังนั้น ถ้าปริมาณไฟฟ้า } 0.075 \text{ F จะเกิดโลหะเงินที่ขั้ว} &= \frac{107.868 \text{ g} \times 0.075 \text{ F}}{1 \text{ F}} \\ &= 8.090 \text{ g} \end{aligned}$$

นั่นคือ จะเกิดโลหะเงินที่ขั้วลบหนักเท่ากับ 8.090 กรัม

กฎของฟาราเดย์

ตัวอย่าง 7.6 จะต้องใช้เวลานานเท่าไร ในการผลิต Cu 15.885 g จากสารละลาย CuSO_4 โดยใช้กระแสไฟฟ้า 25 A

วิธีทำ 1) หาปริมาณไฟฟ้าเป็น coulomb (C) ที่ทำให้เกิด Cu 15.885 g



จะเห็นว่า การเกิดโลหะ Cu 1 mol (63.546 g) ต้องมีการรับ e^- 2 mol หรือใช้ปริมาณไฟฟ้า 2 F

$$\text{ปริมาณไฟฟ้า } 1 \text{ F} = 96,487 \text{ C}$$

$$\text{ถ้า ปริมาณไฟฟ้า } 2 \text{ F} = \frac{96,487 \text{ C} \times 2 \text{ F}}{1 \text{ F}} = 192,974 \text{ C}$$

นั่นคือ การเกิดโลหะ Cu 63.546 g ใช้ปริมาณไฟฟ้า 192,974 C

$$\text{ถ้าต้องการ Cu } 15.885 \text{ g จะใช้ปริมาณไฟฟ้า} = \frac{192,974 \text{ C} \times 15.885 \text{ g}}{63.546}$$

กฎของฟาราเดย์

2) หาเวลาที่ใช้ในการแยกด้วยกระแสไฟฟ้า

$$\text{จาก สูตร } Q = It$$

$$\text{เมื่อ } I = 25 \text{ A, } Q = 48,238.943 \text{ C}$$

$$\text{แทนค่า จะได้ว่า } 48,238.943 = 25 \times t$$

$$t = \frac{48,238.943}{25} \text{ s} = 1,930 \text{ s}$$

ดังนั้น จะต้องใช้เวลาเท่ากับ 1,930 วินาที หรือ 32 นาที 16 วินาที

ประโยชน์ของเซลล์อิเล็กโทรไลต์

8) ประโยชน์ของเซลล์อิเล็กโทรไลต์

เซลล์อิเล็กโทรไลต์สามารถนำไปประยุกต์ใช้ ดังนี้

(1) การชุบโลหะด้วยกระแสไฟฟ้า

- เป็นการเคลือบผิวของโลหะด้วยโลหะอื่น
- ทำเพื่อความสวยงาม หรือเพื่อป้องกันการผุกร่อนของโลหะ

หลักการ 1) จ่ายไฟฟ้ากระแสตรง (DC) เช่น กระแสไฟฟ้าจากแบตเตอรี่

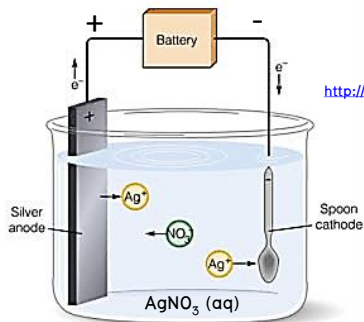
2) ต่อขั้ว + (anode) → โลหะที่ใช้ชุบ

ต่อขั้ว - (cathode) → โลหะที่ต้องการชุบ

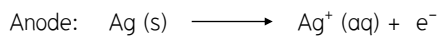
3) สารละลาย electrolyte ต้องประกอบด้วยไอออนของโลหะที่ใช้ชุบ

ประโยชน์ของเซลล์อิเล็กโทรไลต์

- ตัวอย่าง เช่น การชุบชั้นโลหะด้วยโลหะเงิน Ag (s)



http://www.promma.ac.th/main/chemistry/web_electrochemistry/images/4-22-2010%2011-11-53%20PM.jpg



เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร. เพชรลดา กิ่งหาดี

33

ประโยชน์ของเซลล์อิเล็กโทรไลต์

(2) การทำโลหะให้บริสุทธิ์

ใช้หลักการเกี่ยวกับการชุบโลหะด้วยกระแสไฟฟ้า คือ

- ขั้ว anode \rightarrow ต่อกับโลหะที่ไม่บริสุทธิ์
- cathode \rightarrow ต่อกับโลหะบริสุทธิ์
- สารละลาย electrolyte ประกอบด้วยไอออนของโลหะที่เป็นขั้ว cathode
- ผ่านไฟกระแสตรงจากแบตเตอรี่เข้าไป

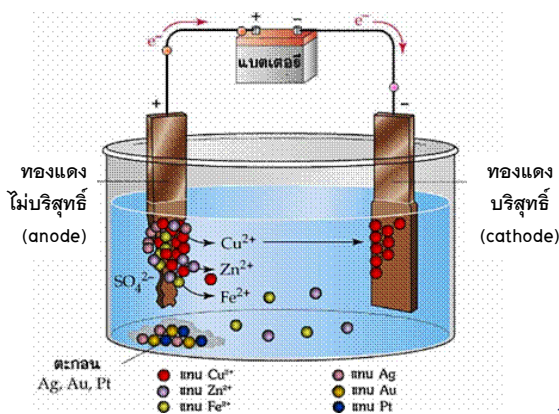
เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร. เพชรลดา กิ่งหาดี

34

ไฟฟ้าเคมี

ประโยชน์ของเซลล์อิเล็กโทรไลต์

- ตัวอย่างเช่น การทำทองแดงให้บริสุทธิ์ \rightarrow ใช้ CuSO_4 เป็นสารละลาย electrolyte



พบว่า

- โลหะ Ag, Au, Pt เสีย e^- ได้ยากกว่า Cu, Zn, Fe \rightarrow จะไม่เกิด oxidation และตกตะกอนอยู่ด้านล่างภาชนะ

- Cu, Zn, Fe เกิด oxidation \rightarrow Cu^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} แต่ Cu^{2+} รับ e^- ได้ดีที่สุดจึงมีเพียง Cu^{2+} รุ่งไปที่ cathode และรับ e^- เกิดเป็น Cu (s) เคลือบบนขั้วทองแดง

- วิธีการนี้จะได้ Cu (s) บริสุทธิ์ถึง 99.95%

http://leelawat.exteen.com/images/slide0005_image014.gif

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 100 เคมีทั่วไป
อ.ดร. เพชรลดา กิ่งทาดิ

35