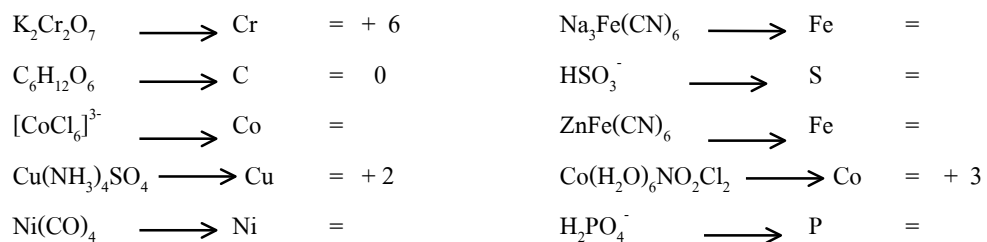


ปฏิกิริยาไฟฟ้าเคมี

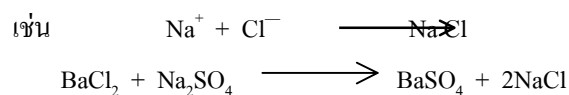
การหาเลขออกซิเดชัน



ปฏิกิริยาเคมี

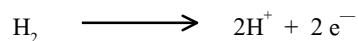
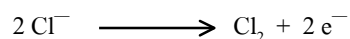
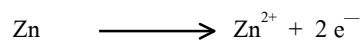
ปฏิกิริยาเคมีแบ่งตามเลขออกซิเดชันได้ 2 ประเภท

1. ปฏิกิริยานอนรีดอกซ์ - ปฏิกิริยาที่ไม่มีการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันนับเบอร์ หรือไม่มีการถ่ายเทของอิเล็กตรอน หรือให้อิเล็กตรอนอย่างเดียว หรือรับอิเล็กตรอนอย่างเดียว

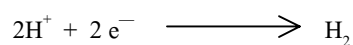
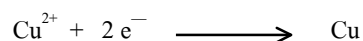


2. ปฏิกิริยารีดอกซ์ - ปฏิกิริยาที่มีการเปลี่ยนแปลงค่าเลขออกซิเดชันหรือมีการถ่ายเทอิเล็กตรอนเกิดขึ้นในปฏิกิริยาประกอบด้วยปฏิกิริยาย่อย 2 ชนิดคือ

- 2.1 ปฏิกิริยาออกซิเดชัน - ปฏิกิริยาที่มีการให้อิเล็กตรอนหรือปฏิกิริยาที่มีการเพิ่มค่าเลขออกซิเดชัน



- 2.2 ปฏิกิริยารีดักชัน - ปฏิกิริยาที่มีการรับอิเล็กตรอนหรือปฏิกิริยาที่มีการลดค่าเลขออกซิเดชัน

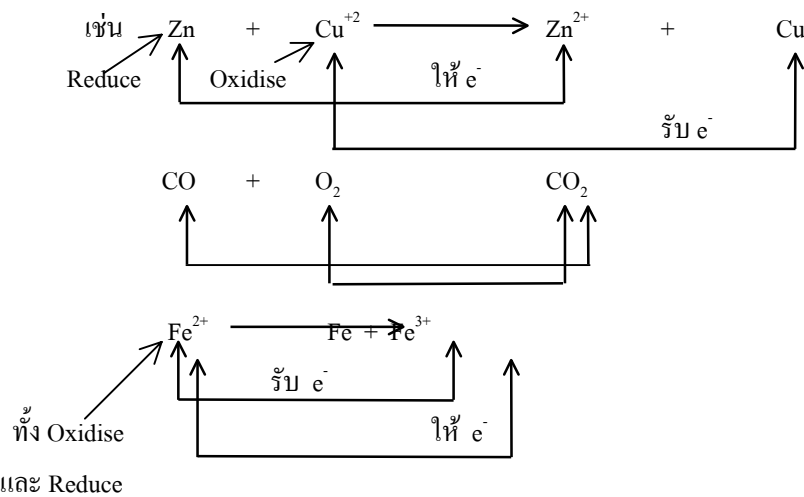


ตัวออกซิไดซ์ หรือตัวถูกรีดิวซ์

- อนุภาคที่ทำหน้าที่รับอิเล็กตรอน หรือทำให้เลขออกซิเดชันของตัวเองลดลงแต่ของตัวอื่นเพิ่มขึ้น

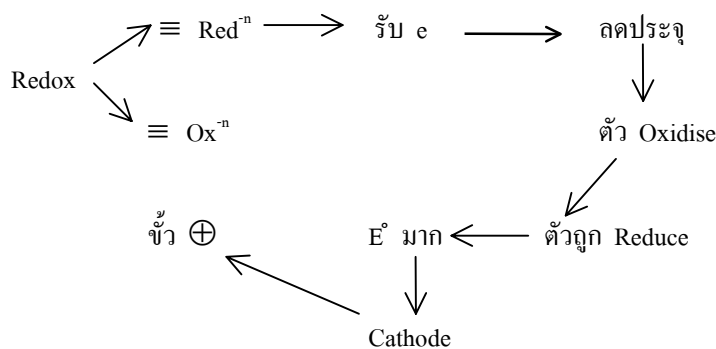
ตัวรีดิวซ์หรือตัวถูกออกซิไดซ์

- อนุภาคที่ทำหน้าที่ให้อิเล็กตรอนหรือทำให้เลขออกซิเดชันของตัวเองเพิ่มขึ้นแต่ของตัวอื่นลดลง



โจทย์ พิจารณาปฏิกิริยาต่อไปนี้เป็นปฏิกิริยาประเภทใด พร้อมทั้งบอกตัวออกซิไดซ์และตัวรีดิวซ์

	ปฏิกิริยา	ปฏิกิริยา		ชนิดสาร	
		Redox	Non Redox	Oxidise	Reduce
1	$\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$	✓		HCl	Mg
2	$\text{PbS} + \text{O}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{O}_2$				
3	$\text{HCl} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$		✓		
4	$\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$				
5	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{NaCl}$		✓		
6	$\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	✓		HNO ₃	Cu
7	$\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$				
8	$\text{Fe}^{3+} + \text{I}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$				
9	$\text{A} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{A(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$	✓		HNO ₃	A
10	$\text{Na}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{S}$	✓		Cl ₂	Na ₂ S



การดุลสมการ

ในการดุลสมการคือการทำให้อะตอมและประจุของอนุภาคในสมการปฏิกิริยาทั้งซ้ายและขวามีค่าเท่ากัน ซึ่งจะมีวิธีการหลายวิธีแล้วแต่ความยากง่ายของสมการ

วิธีที่ 1

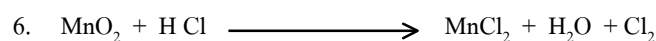
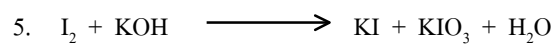
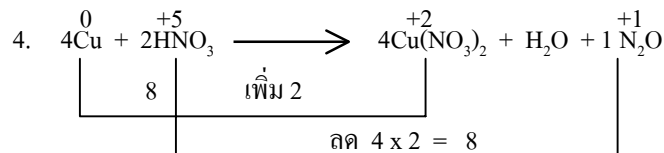
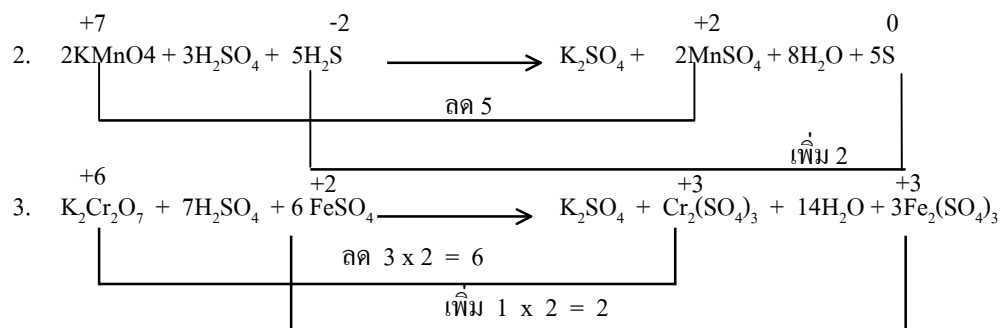
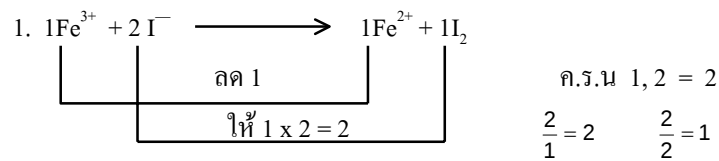
ใช้วิธีการสังเกต

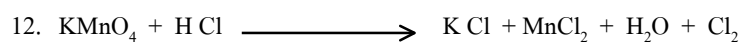
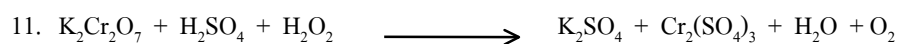
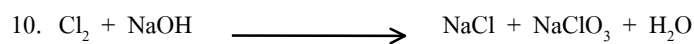
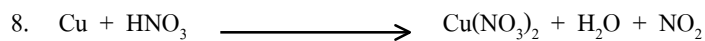
1. $\text{K MnO}_4 \xrightarrow{\Delta} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
2. $\text{K ClO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{K Cl} + \text{O}_2$
3. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{\Delta} \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$
4. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{Fe}^{3+} + \text{I}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$

วิธีที่ 2

ใช้ค่าเลขออกซิเดชัน ซึ่งมีหลักการดังนี้

1. หาตัวที่ค่าเลข O.A. เปลี่ยนแปลง
2. หาวาเปลี่ยนไปเท่าใด ถ้ามีจำนวนอะตอมให้คูณด้วย
3. หา ค.ร.น. ของค่าที่เปลี่ยน
4. เอา ค.ร.น. ตั้ง แล้วนำค่าที่เปลี่ยนหารได้ตัวเลขเท่าใดใส่ที่คู่ของมัน
5. สังเกตอีกครั้งหนึ่ง



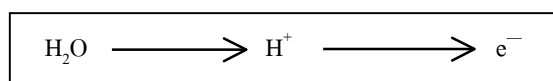


วิธีที่ 3

ใช้ครึ่งปฏิกิริยาในสารละลายกรด — เบส

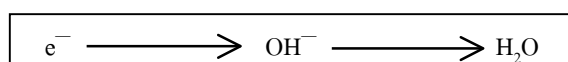
ก. ในสารละลายกรด

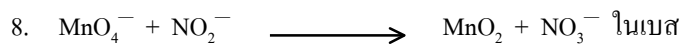
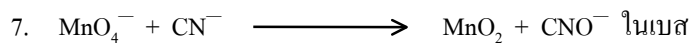
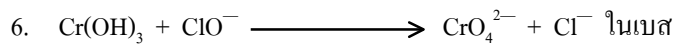
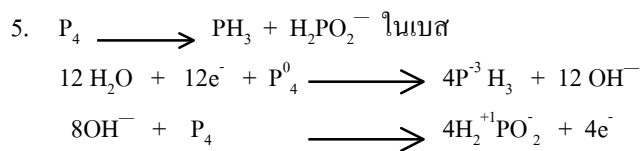
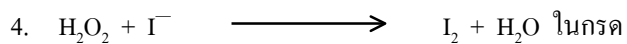
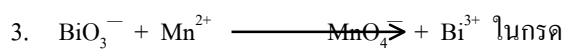
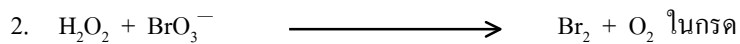
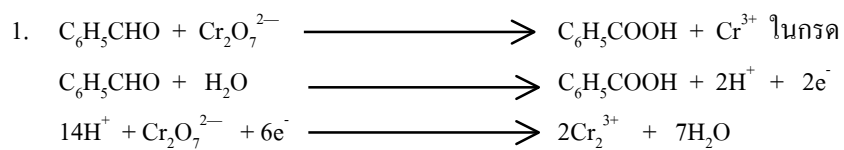
1. ต้องทำอะตอมอื่นให้เท่าก่อนเสมอ
2. คูณตามลำดับ



ข. ในสารละลายเบส

1. ต้องทำอะตอมอื่นให้เท่าก่อนเสมอ
2. คูณตามลำดับ



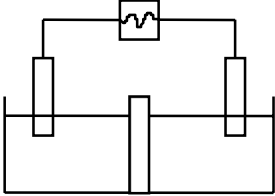
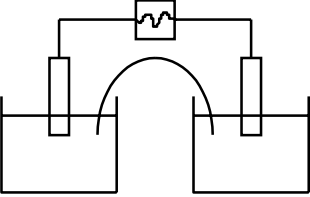
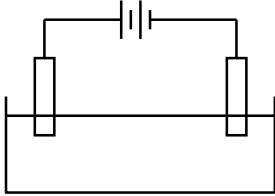


เซลล์ไฟฟ้าเคมี

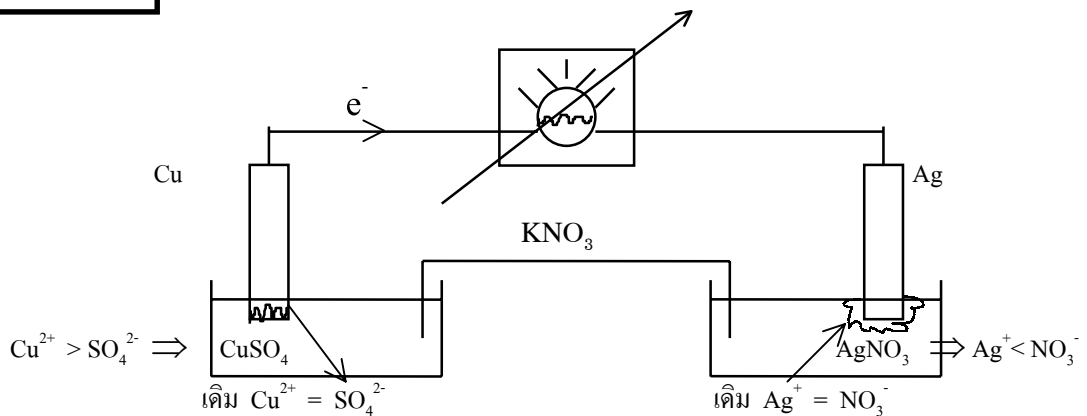
เซลล์กัลวานิก หรือวอลตาอิก

เซลล์อิเล็กโทรลิติก

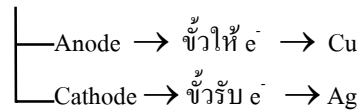
ข้อแตกต่างระหว่างเซลล์กัลวานิกและเซลล์อิเล็กโทรลิติก

เซลล์กัลวานิก	เซลล์อิเล็กโทรลิติก
 	
1. เป็นเซลล์ที่ปฏิกิริยาเคมีก่อให้เกิดกระแสไฟฟ้า 2. Anode คือขั้วที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน (ขั้วลบ) 3. Cathode คือขั้วที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน (ขั้วบวก) 4. ความต่างศักย์ต้องเป็นบวก 5. ตัวอย่างเซลล์กัลวานิก - เซลล์ถ่านไฟฉาย - เซลล์อัลคาไลน์ - เซลล์ปรอท - เซลล์เงิน - เซลล์เชื้อเพลิง	1. เป็นเซลล์ที่ไฟฟ้าก่อให้เกิดปฏิกิริยาเคมี 2. Anode คือขั้วที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน (ขั้วบวก) 3. Cathode คือขั้วที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน (ขั้วลบ) 4. ความต่างศักย์มักเป็นลบ 5. ตัวอย่างเซลล์อิเล็กโทรลิติก - สารทำโลหะให้บริสุทธิ์ - การชุบโลหะ - การแยกสารเคมีด้วยไฟฟ้า - การป้องกันการกร่อน
- เซลล์สะสมไฟฟ้าแบบตะกั่ว } เซลล์ทุติยภูมิ - เซลล์นิกเกิล - แคดเมียม	- การ Anodize (ทำโลหะให้กลายเป็นออกไซด์) - วิธี Cathodic (หาโลหะชนิดอื่นมากร่อนแทน) - Electrodialysis (ผ่านกระแสไฟฟ้าทำให้น้ำเค็มเป็นน้ำจืด)

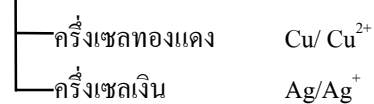
เซลล์กัลวานิก



1. Electrode



2. Half Cell



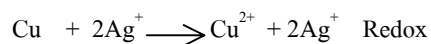
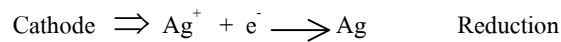
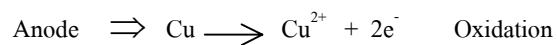
3. Solution

$\rightarrow$ Electrolyte คือ CuSO_4 และ AgNO_3

4. Voltmeter $\rightarrow$ วัดความต่างศักย์ของเซลล์

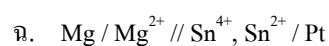
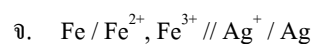
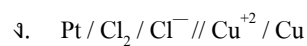
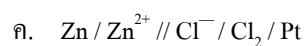
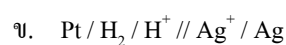
$$\begin{aligned} \Delta E &= E_{\text{คาโทด}} - E_{\text{แอโนด}} = E_{\text{Ag}} - E_{\text{Cu}} \\ &= \oplus \text{เสมอ} \end{aligned}$$

5. Reaction



6. Cell diagram $\text{Cu} / \text{Cu}^{2+} // \text{Ag}^+ / \text{Ag}$

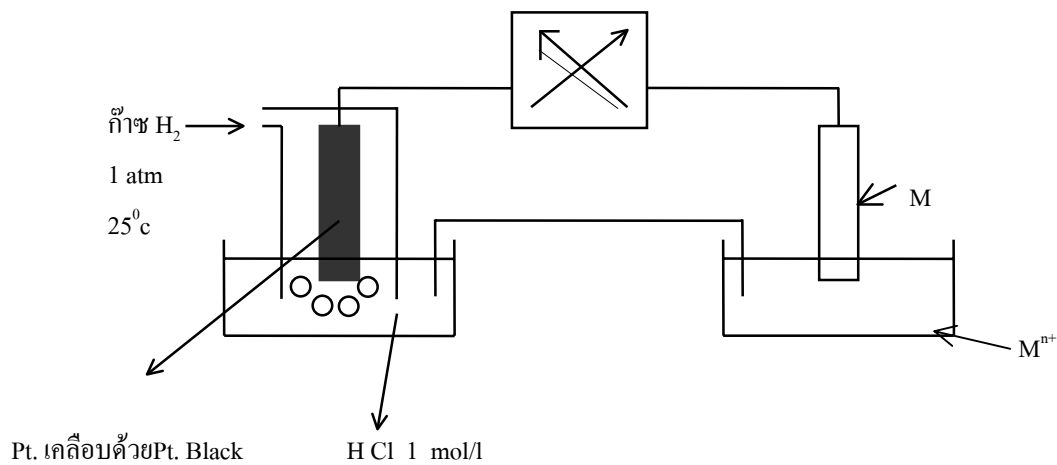
ตัวอย่างของ Cell diagram แบบต่างๆ



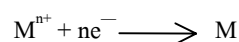
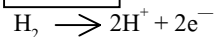
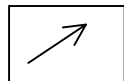
7. Salt Bridge ทำด้วยกระดาษกรองหรือหลอดแก้วจุ่มสารละลาย

- ต้องเป็นอิเล็กโทรไลต์แก่
- ต้องเป็นสารละลายอิ่มตัว
- ต้องไม่ทำปฏิกิริยากับสารละลายที่จุ่มอยู่
- ทำหน้าที่ปรับสมดุลระหว่างไอออนในสารละลาย

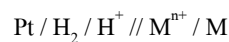
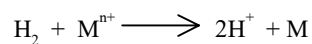
ในการหาค่าศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ใด ๆ ไม่นิยมใช้โลหะเป็นตัวเปรียบเทียบ เนื่องจากควบคุมความบริสุทธิ์ได้ยาก (ค่าศักย์ไฟฟ้าขึ้นอยู่กับชนิดของขั้วโลหะ ความเข้มข้น ความดัน อุณหภูมิ) ดังนั้นจึงใช้ครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนเป็นมาตรฐาน (Standard Hydrogen Electrode)



กรณีที่ 1

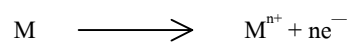
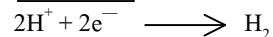


จะได้

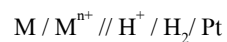
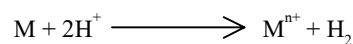


$$E^\circ_{\text{M}} = +\Delta E^\circ$$

กรณีที่ 2



จะได้



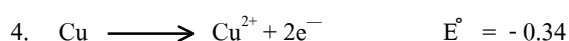
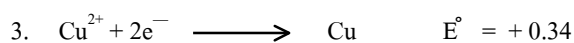
$$E^\circ_{\text{M}} = -\Delta E^\circ$$

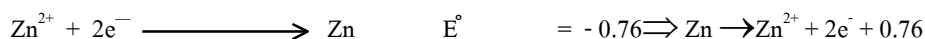
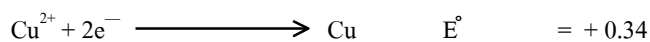
การกำหนดค่าศักย์ไฟฟ้า

ทองแดงมีค่าศักย์ไฟฟ้าครึ่งเซลล์มาตรฐานเท่ากับ + 0.34 โวลต์ สามารถเขียนได้ดังนี้

$$1. \quad E^\circ_{\text{Cu}} = +0.34$$

$$2. \quad E^\circ_{\text{Cu} / \text{Cu}^{+2}} = +0.34$$



โจทย์

ก. ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$ $\Delta E = 1.10$

ข. Anode = Zn Cathode = Cu

ค. Oxidise = Cu^{2+} Reduce = Zn

ง. $\Delta E^\circ = E_{\text{Cu}} - E_{\text{Zn}} = (+0.34) - (-0.76) = +1.10$

จ. แผนภาพเซลล์ $\Rightarrow \text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$

โจทย์

จากแผนภาพ $\text{Mg}/\text{Mg}^{2+} // \text{Ag}^+/\text{Ag}$ พบว่ามีค่าความต่างศักย์ 3.18 โวลต์

ก. ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น $\text{Mg} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Ag}$

ข. Anode = Mg Cathode = Ag

ค. ความต่างศักย์ = $E_{\text{Ag}} - E_{\text{Mg}}$

ง. ตัวถูก Oxidise = Mg ตัวถูก Reduce = Ag^+

จ. ขั้วลบ = Mg ขั้วบวก = Ag

โจทย์

ก. ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น

ข. ความต่างศักย์ =

ค. แผนภาพเซลล์

ง. ตัว Reduce = ตัว Oxidise =

โจทย์

กำหนด $E^\circ \text{Mg} = -2.38$ $\text{Cu} = +0.34$ $\text{Fe} = -0.44$

$\text{Sn} = -0.21$ $\text{Zn} = -0.76$ $\text{Cr} = -1.32$

ก. แผนภาพของเซลล์เมื่อต่อ Fe กับ Sn $\text{Fe}/\text{Fe}^{2+} // \text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$

ข. $\text{Fe}/\text{Fe}^{3+} // \text{Cr}^{3+}/\text{Cr}$ เกิดได้หรือไม่ ไม่เกิด

ค. ΔE ของ Mg กับ Cu $\text{Cu} - \text{Mg} = (+0.34) - (-2.38)$

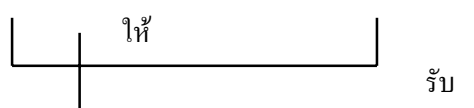
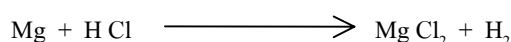
ง. Fe^{2+} จะเป็นตัว Oxidise ดีกว่า Zn^{2+} หรือไม่ $\text{Fe}^{2+} > \text{Zn}^{2+}$

การพิจารณาว่าจะเกิดการเปลี่ยนแปลงหรือไม่

โจทย์

เมื่อใส่โลหะ Mg ลงใน HCl จะเกิดก๊าซ H_2 หรือไม่ $E^\circ \text{Mg} = -2.38$

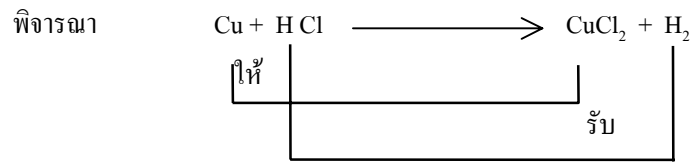
พิจารณา



จาก $E^\circ \text{Mg} < E^\circ \text{SHE} \Rightarrow \text{Mg}$ เป็นตัวให้

ดังนั้นปฏิกิริยาสามารถเกิดได้ (สอดคล้องกัน)

โจทย์ เมื่อใส่ Cu ลงใน HCl จะเกิด H_2 หรือไม่ $E^\circ_{Cu} = +0.34$



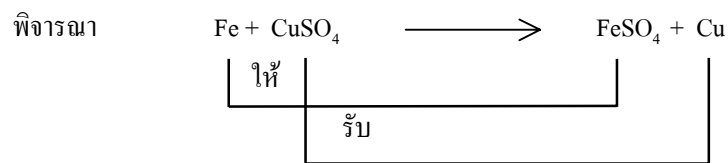
จาก $E^\circ_{Cu} > E^\circ_{SHE} \Rightarrow Cu$ เป็นตัวรับ

ดังนั้นปฏิกิริยาไม่สามารถเกิดได้ (ไม่สอดคล้องกัน)

โจทย์ เมื่อใส่ $CuSO_4$ ลงในถังเหล็ก ถังจะผุกร่อนหรือไม่

$E^\circ_{Cu} = +0.34$

$Fe = -0.44$



จาก $E^\circ_{Cu} > Fe \Rightarrow Fe$ เป็นตัวให้

ดังนั้นถังเหล็กจะเกิดการผุกร่อนได้

สรุป ถ้านำโลหะใส่ลงในกรดหรือสารละลายจะเกิดการเปลี่ยนแปลงต่อเมื่อโลหะมีค่า E° ต่ำกว่ากรดหรือสารละลาย

โจทย์ จงใส่เครื่องหมาย $\checkmark$ หรือ $\times$ ดังข้อความต่อไปนี้

กำหนด E° ของ $Cu = +0.34$ $Fe = -0.44$

$Mg = -2.38$ $Sn = -0.21$

$Ag = +0.80$ $Zn = -0.76$

$\checkmark$ ก. จากค่า E° จะพบว่า Mg เป็นตัวรีดิวซ์ดีที่สุด

$\times$ ข. ความต่างศักย์สูงสุดจะเป็นของ Ag กับ Cu Ag กับ Mg

$\checkmark$ ค. เมื่อใส่ Fe ลงใน HCl จะเกิดก๊าซ H_2 ได้

$\checkmark$ ง. เมื่อใส่ Cu ลงใน $AgNO_3$ แท่ง Cu จะกร่อน

$\checkmark$ จ. ความต่างศักย์น้อยสุดจะเป็นของ Fe กับ Sn

$\checkmark$ ฉ. ลำดับความสามารถในการออกซิไดซ์คือ $Cu^{2+} > Fe^{2+} > Mg^{2+}$

$\checkmark$ ช. เมื่อใส่สารละลาย $SnSO_4$ ลงในถังทองแดง ถังจะผุกร่อนหรือไม่ ไม่

โจทย์ กำหนดให้

$A^- + B_2 \longrightarrow A_2 + 2B^-$	$E^\circ_B > E^\circ_A$
$2D^- + C_2 \longrightarrow 2C^- + D_2$	$E^\circ_C > E^\circ_D$
$A_2 + 2C^- \longrightarrow 2A^- + C_2$	$E^\circ_A > E^\circ_C$

สรุป E° ของ $B > A > C > D$

ก. เรียงลำดับความสามารถในการ Reduce

ข. E° มากสุดคือ

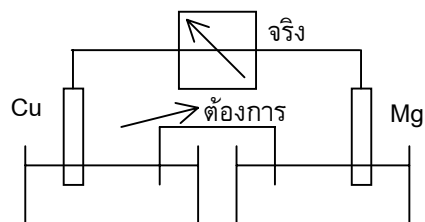
E° น้อยสุดคือ

ค. ปฏิกริยาเมื่อนำครึ่งเซลล์ B กับครึ่งเซลล์ D มาต่อกัน

ง. เรียงลำดับความสามารถในการ Oxidise

โจทย์

เมื่อนำครึ่งเซลล์ Cu/Cu^{2+} ($E^\circ = +0.34$) มาต่อกับครึ่งเซลล์ Mg/Mg^{2+} ($E^\circ = -2.38$) แล้วต้องการให้ทองแดงกร่อน ต้องใช้แบตเตอรี่ที่มีความต่างศักย์เท่าใดและต่ออย่างไร

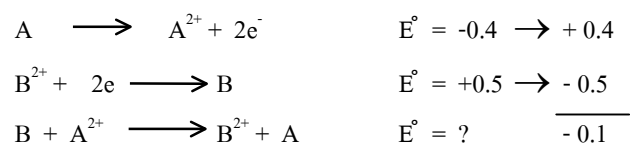


ต้องต่อแบตเตอรี่ที่มีความต่างศักย์
2.72 Volt โดยขั้วบวกของ Batt.
ต่อเข้ากับ Cu

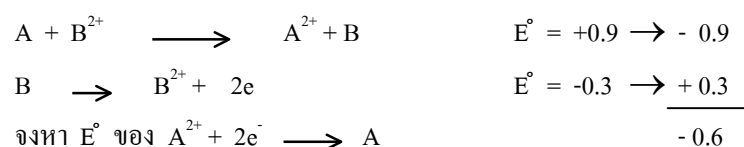
ข้อควรทราบเกี่ยวกับ E°

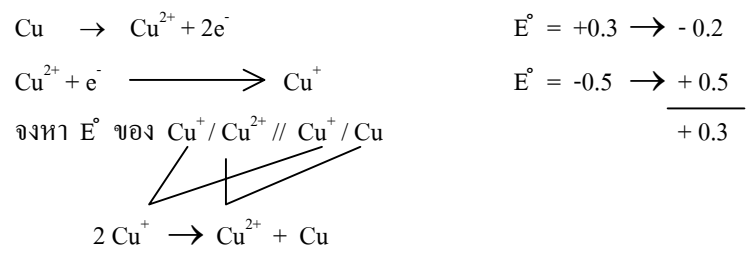
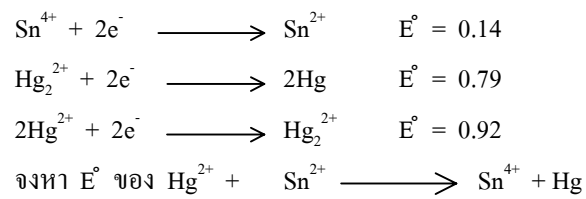
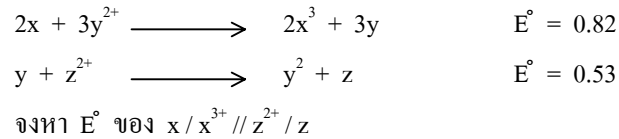
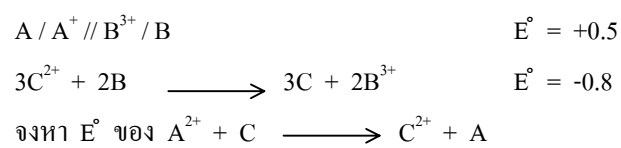
- ค่า E° อาจมีค่าเป็น -, 0, + ก็ได้
- ค่า ΔE° ต้องเป็นบวกเสมอ ปฏิกริยาจึงจะเกิดได้ แต่ถ้าเป็นลบ ปฏิกริยาจะเกิดในทิศทางตรงข้าม
- ถ้านำครึ่งเซลล์มาเปลี่ยนแปลง
 - กลับสมการ ค่า E° จะเปลี่ยนเครื่องหมายตรงข้าม
 - บวกสมการ ค่า E° จะบวกกัน
 - คูณสมการ ค่า E° เท่าเดิม

โจทย์



โจทย์

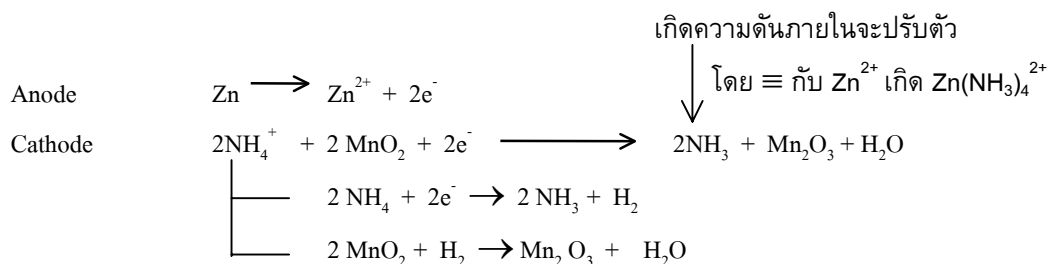
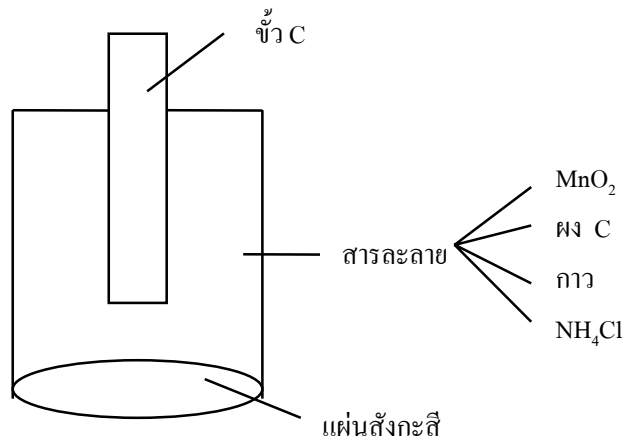


โจทย์โจทย์โจทย์โจทย์โจทย์

ชนิดของเซลล์กัลวานิก

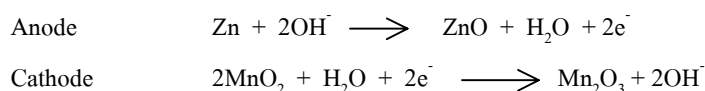
เซลล์ถ่านไฟฉาย

เซลล์ถ่านไฟฉายหรือเซลล์แห้งหรือเซลล์เลอจังก์ซ์ จัดเป็นเซลล์ปฐมภูมิ เซลล์ที่เมื่อสร้างขึ้นมาแล้วสามารถนำไปใช้จ่ายไฟได้เลย แต่เมื่อใช้หมดแล้วไม่สามารถจ่ายไฟได้อีก เซลล์ประเภทนี้ให้ ค.ต.ศ. ประมาณ 1.5 โวลต์



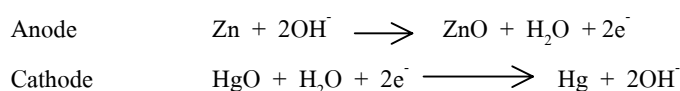
เซลล์อัลคาไลน์

เซลล์อัลคาไลน์ มีหลักการเช่นเดียวกับเซลล์ถ่านไฟฉายแต่ใช้ KOH เป็นอิเล็กโทรไลต์แทน NH_4Cl ให้ ค.ต.ศ. 1.5 โวลต์ แต่ให้กระแสที่มากกว่า นานกว่า เนื่องจาก OH^- ที่เกิดขึ้นสามารถนำกลับไปได้



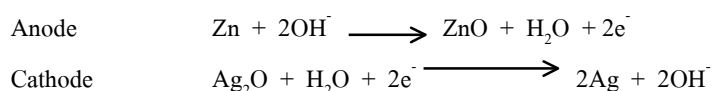
เซลล์ปรอท

เซลล์ปรอทมีหลักการทำงานเช่นเดียวกันกับเซลล์อัลคาไลน์แต่ ใช้ HgO แทน MnO_2 ให้ ค.ต.ศ. ประมาณ 1.3 โวลต์ แต่มีข้อดีคือ ให้ค่าศักย์ไฟฟ้าเกือบคงที่ตลอดการใช้งาน ถ่านพวกนี้ถูกนำมาใช้ในเกมส์กด นาฬิกาข้อมือ เครื่องคิดเลข กล้องถ่ายรูป



เซลล์เงิน

เซลล์เงินมีส่วนประกอบเช่นเดียวกับเซลล์ปรอท แต่ใช้ Ag_2O แทน HgO ให้ ค.ต.ศ. ประมาณ 1.5 โวลต์ เซลล์นี้จะมีขนาดเล็กแต่ราคาแพง

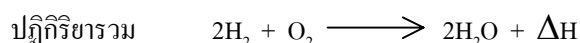
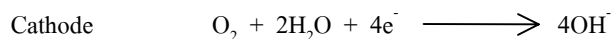


เซลล์เชื้อเพลิง

เซลล์เชื้อเพลิงจัดเป็นเซลล์ปฐมภูมิแบบหนึ่งที่ใช้เชื้อเพลิงบรรจุเข้าไปตลอดเวลา เซลล์พวกนี้มักใช้ในยานอวกาศ เช่น เซลล์เชื้อเพลิง $\text{H}_2 - \text{O}_2$ เซลล์เชื้อเพลิง $\text{C}_3\text{H}_8 - \text{O}_2$ เป็นต้น

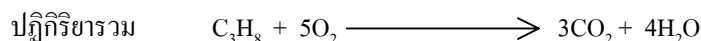
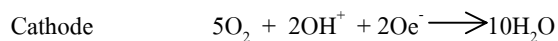
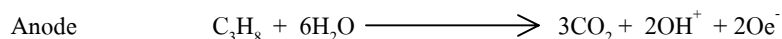
1. เซลล์เชื้อเพลิงไฮโดรเจน - ออกซิเจน

เซลล์นี้จะใช้เบสเป็นอิเล็กโทรไลต์ ซึ่งมีการควบคุมความดันป้องกันมิให้ก๊าซ H_2 และ O_2 เข้าไปในเซลล์ ซึ่งจะได้อัตลักษณ์คือ น้ำ พลังงานไฟฟ้าและความร้อน



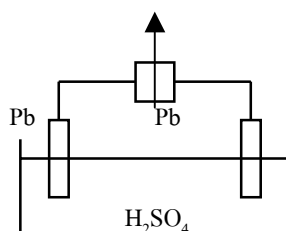
2. เซลล์เชื้อเพลิงโพรเพน - ออกซิเจน

เซลล์นี้จะใช้กรดเป็นอิเล็กโทรไลต์ ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นจะเหมือนกับปฏิกิริยาการสันดาปของก๊าซโพรเพน แต่จะให้ประสิทธิภาพในการทำงานเป็น 2 เท่า ของเครื่องยนต์สันดาปภายใน

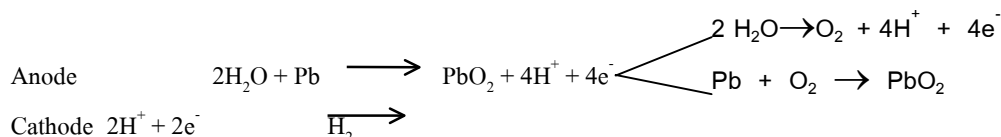
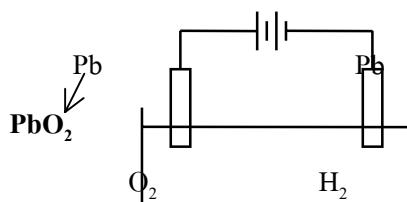


เซลล์สะสมไฟฟ้าแบบตะกั่ว

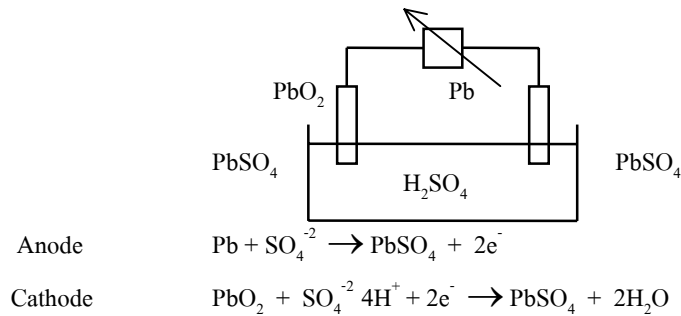
เซลล์สะสมไฟฟ้าแบบตะกั่วจัดเป็นเซลล์ทุติยภูมิ คือ เซลล์ที่เมื่อสร้างขึ้นมาแล้วไม่สามารถจ่ายไฟได้ ต้องทำการประจุไฟเสียก่อน แต่เมื่อใช้หมดแล้ว สามารถนำมาประจุไฟใหม่ได้ เซลล์นี้จะให้ ค.ต.ศ. ประมาณ 2 โวลต์ ใช้สายละลายกรดเป็นอิเล็กโทรไลต์



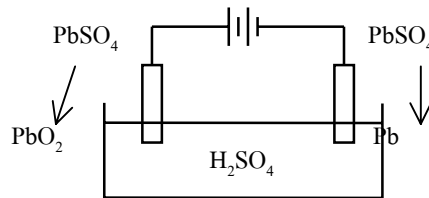
การประจุไฟครั้งแรก (อัดไฟ)



การจ่ายไฟครั้งแรก

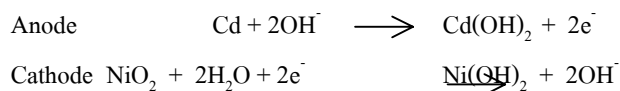


การอัดไฟครั้งที่สอง ปฏิกริยาจะเกิดตรงข้ามกับการจ่ายไฟ

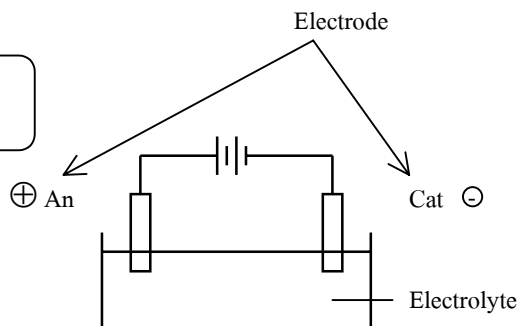


เซลล์นิเกิล - แคดเมียม

เซลล์ประเภทนี้เป็นเซลล์ทุติยภูมิแบบหนึ่ง ให้ ค.ต.ศ. ประมาณ 1.4 โวลต์ มีขนาดเล็กใช้ได้คงทนนานกว่าเซลล์ตะกั่ว จะใช้เบสเป็นอิเล็กโทรไลต์



ชนิดของเซลล์อิเล็กโทรไลต์

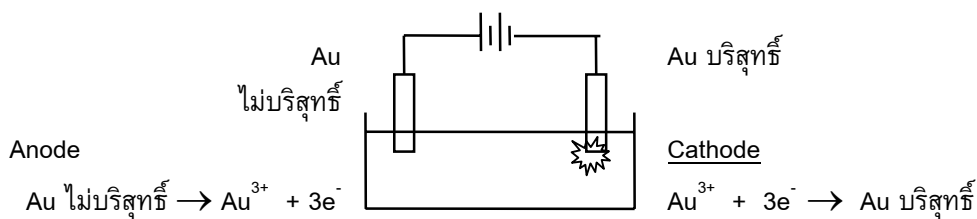


การทำโลหะให้บริสุทธิ์

หลักการ

1. ตัวที่ไม่บริสุทธิ์จะเป็นขั้วบวก
2. ตัวที่บริสุทธิ์จะเป็นขั้วลบ
3. สารละลายเป็นของตัวบริสุทธิ์
4. ใช้ไฟกระแสตรง

เช่น การทำโลหะทองให้บริสุทธิ์จากสินแร่ทอง

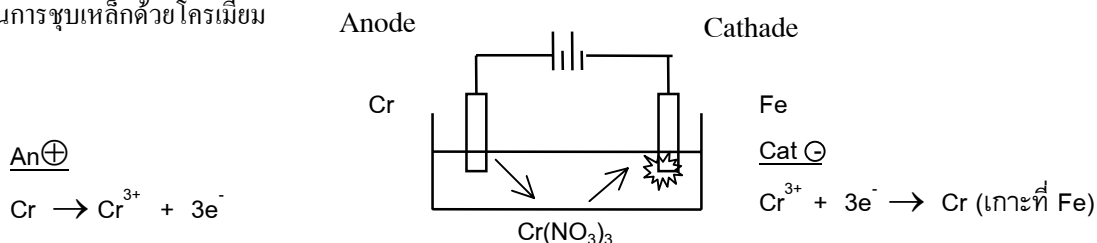


การชุบโลหะ

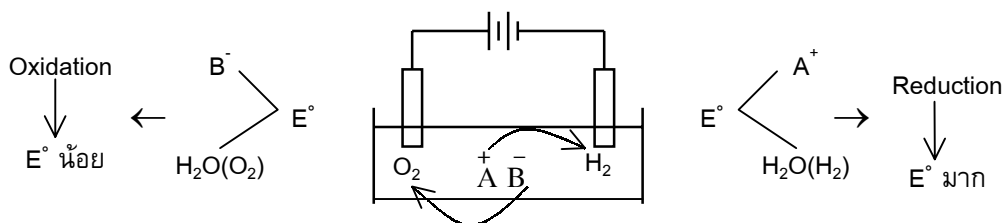
หลักการ

1. โลหะที่ใช้ชุบ (ไปเคลือบ) เป็นขั้วบวก
2. ของที่จะชุบ (ถูกเคลือบ) เป็นขั้วลบ
3. สารละลายเป็นของขั้วบวก
4. ใช้ไฟฟ้ากระแสตรง
5. ความเข้มข้นของสารละลายจะคงที่

เช่นการชุบเหล็กด้วยโครเมียม



การแยกสารเคมีด้วยไฟฟ้า

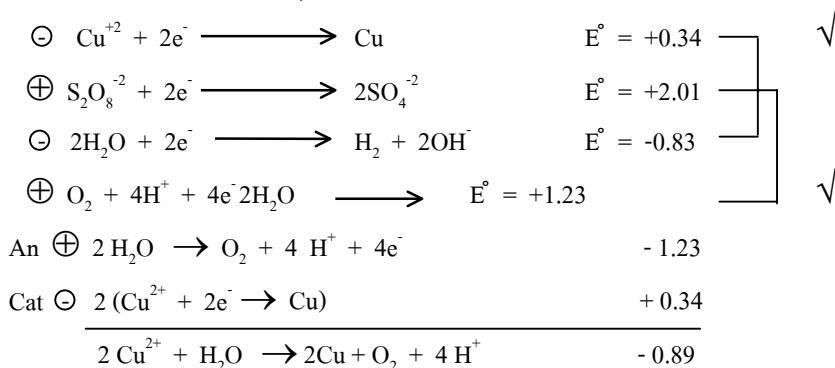


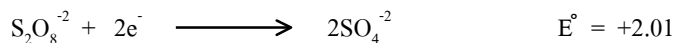
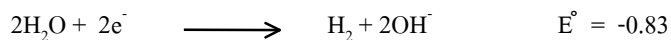
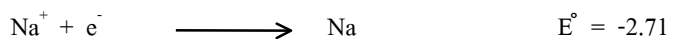
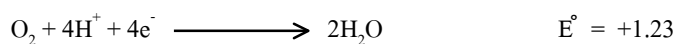
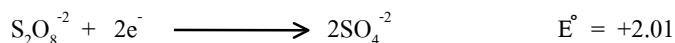
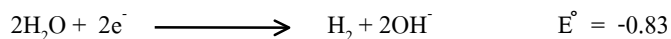
หลักการ

1. ใช้ไฟฟ้ากระแสตรง
2. ขั้วบวก เลือกปฏิกิริยาที่เกิดออกซิเดชันได้ดี (E° น้อย)
3. ขั้วลบ เลือกปฏิกิริยาที่เกิดรีดักชันได้ดี (E° มาก)

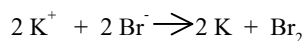
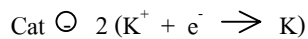
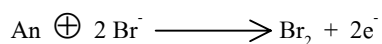
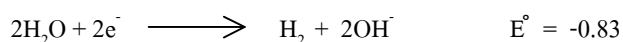
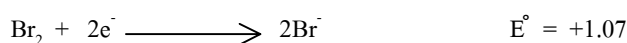
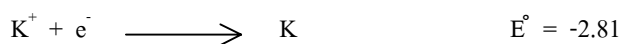
โจทย์

การแยกสารละลาย CuSO_4



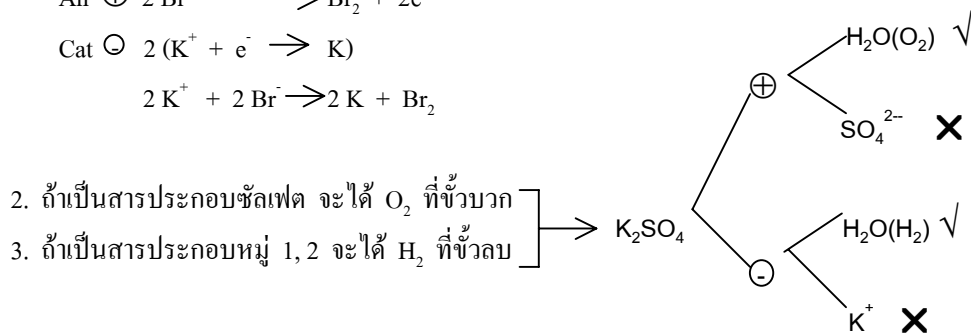
โจทย์การแยกสารละลาย Na_2SO_4 โจทย์การแยกสารละลาย H_2SO_4 หมายเหตุ

1. ถ้าเป็นสารหลอมเหลวไม่ต้องคิด E° ของ H_2O ทั้งสองขั้ว เช่น การแยกสาร KBr หลอมเหลว



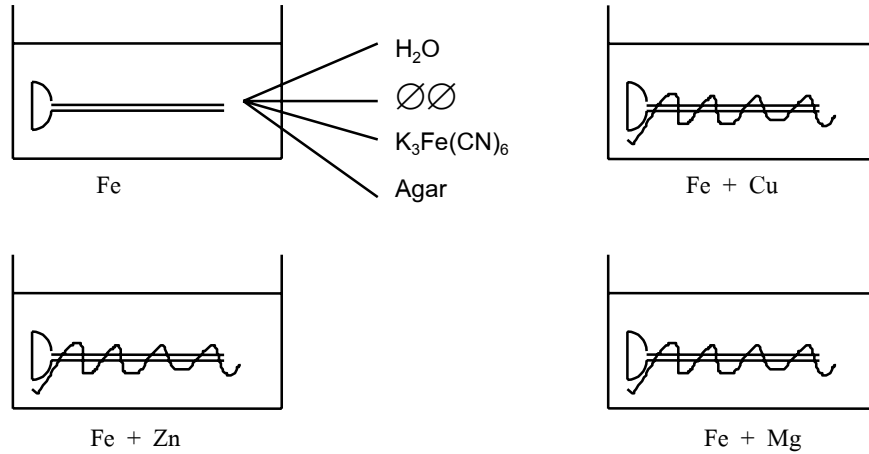
2. ถ้าเป็นสารประกอบซัลเฟต จะได้ O_2 ที่ขั้วบวก

3. ถ้าเป็นสารประกอบหมู่ 1, 2 จะได้ H_2 ที่ขั้วลบ



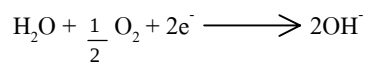
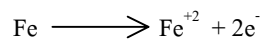
การศึกษาการผุกร่อน

การผุกร่อน จัดเป็นปฏิกิริยารีดอกซ์โดยโลหะเป็นฝ่ายให้อิเลคตรอน น้ำและออกซิเจนในภาวะแวดล้อมเป็นตัวรับอิเลคตรอน



$K_3Fe(CN)_6$ - ทดสอบ Fe^{2+} กร่อนจะได้ตะกอนน้ำเงิน
 $\bigcirc\bigcirc$ - ทดสอบกรดเบส กรดไม่มีสี เบสสีชมพู

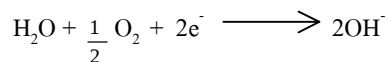
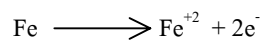
รูปที่ 1 เกิดสีน้ำเงินรอบแท่งเหล็ก (มีสีชมพูเกิดขึ้นด้วย)



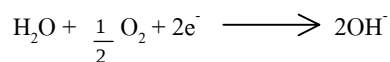
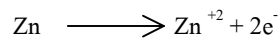
สรุป 1. Zn, Mg จะป้องกันการกร่อนของ Fe ได้ ($E^\circ < Fe$)

2. สารละลายทุกภาชนะจะเป็นเบส

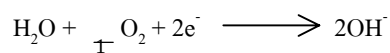
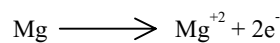
รูปที่ 2 เกิดสีน้ำเงินรอบแท่งเหล็กมากขึ้น (เช่นเดียวกัน)



รูปที่ 3 เกิดสีชมพูรอบแท่งเหล็ก



รูปที่ 4 เกิดสีชมพูรอบแท่งเหล็กมากขึ้น



การป้องกันการผุกร่อน สามารถทำได้หลายทางเช่น

1. การทาสีเคลือบ
2. การทาวาสลินเคลือบ
3. การรมดำ $\rightarrow$ สารละลายเคลือบ
4. วิธีคาโทดิก (Cathodic) $\rightarrow$ หาโลหะที่มีค่า E° น้อยกว่ามากร่อนแทน
5. การอะโนไดซ์ $\rightarrow$ ทำให้โลหะกลายเป็น Oxide ที่สลายด้วยยาก

Faraday

ฟาราเดย์ได้ศึกษาเกี่ยวกับการอิเล็กโทรลิซิสของสารต่างๆ ได้ข้อสรุปดังนี้

$$\begin{array}{l}
 \boxed{
 \begin{array}{l}
 1 \text{ ฟาราเดย์} = \text{อิเล็กตรอน } 1 \text{ โมล} = 96500 \text{ คูอมบ์} \\
 Q = It \\
 g = \frac{mF}{n} \quad \text{หรือ} \quad V = \frac{VoF}{n} \rightarrow e^- \text{ ที่ถ่ายเทในปฏิกิริยา}
 \end{array}
 }
 \end{array}$$

$O_2 \rightarrow n = 4$
 $H_2 \rightarrow n = 2$

ประจุ

โจทย์ เมื่อผ่านกระแสไฟฟ้า 0.5 แอมแปร์ เป็นเวลา 10 นาที ลงในสารละลาย $CuSO_4$ จะได้สารใดที่ขั้วทั้งสองเท่าใด ($Cu = 63.5$)

$$\begin{array}{l}
 \text{An } \oplus \text{ เกิด } O_2 \\
 V = \frac{VoF}{n}
 \end{array}$$

$$= 22.4 \frac{0.5 \times 10 \times 60}{965000} \times 4$$

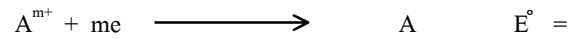
$$\begin{array}{l}
 \text{Cat } \ominus \text{ เกิด } Cu \\
 g = \frac{mF}{n}
 \end{array}$$

$$= 63.5 \frac{0.5 \times 10 \times 60}{965000} \times 2$$

โจทย์ เมื่อผ่านกระแสไฟฟ้า 0.2 แอมแปร์ เป็นเวลา 10 นาที ลงในสารละลายของดีบุก พบว่าแยกดีบุกได้ 0.114 กรัม จงหาเลขออกซิเดชันของดีบุก ($Sn = 114$)

โจทย์ เมื่อผ่านกระแสไฟฟ้าปริมาณเดียวกันในเวลาเท่ากัน ลงในสารละลาย $AuCl_3$ จะได้ Auหนักกี่กรัม ขณะที่ผ่าน 0.5 A 10 นาที ลงใน $CuSO_4$ สามารถแยก Cu ได้ 0.8 กรัม ($Cu = 63.5$ $Au = 197$)

Nerst's Equation



จะได้

$$E = E^\circ - \frac{0.059}{m} \log \frac{1}{[A^{m+}]}$$



จะได้

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0.059}{n} \log \frac{[A^{p+}]^q}{[B^{Q+}]^p}$$

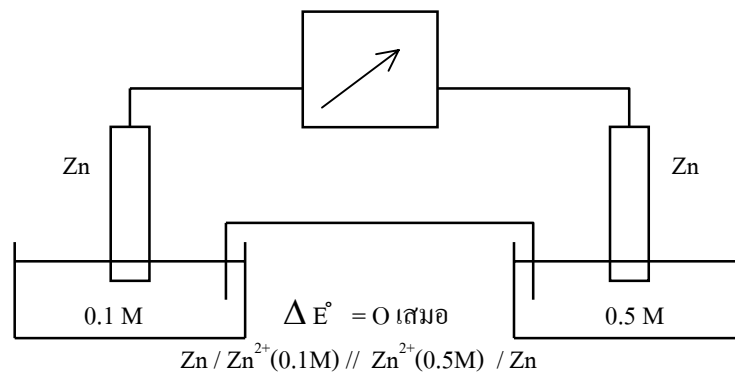
โจทย์

จงหา ของเซลล์ที่เกิดจาก $Zn / Zn^{2+} (0.5 M)$ ต่อกับ $Cu / Cu^{2+} (0.1 M)$

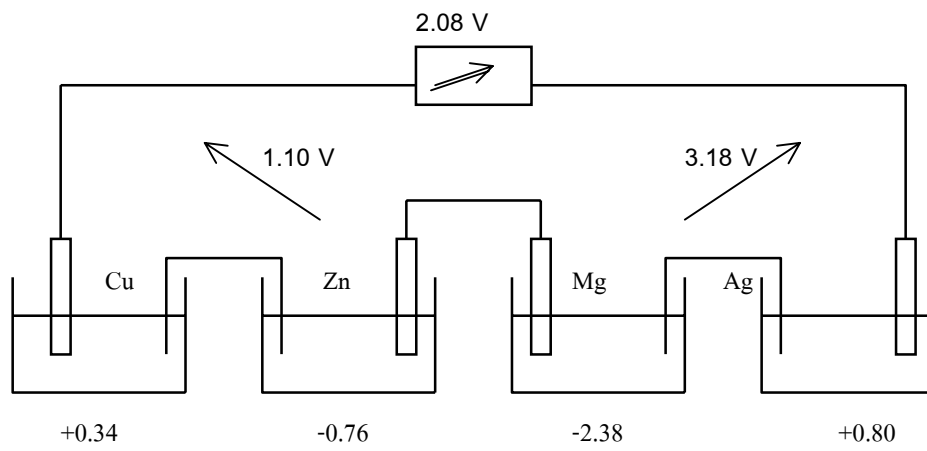
กำหนด E° ของ $Zn = -0.76$ ของ $Cu = +0.34$

$$\begin{aligned} \Delta E^\circ &= \Delta E^\circ - \frac{0.059}{n} \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]} \\ &= \frac{[(+0.34) - (-0.76)]}{2} - \frac{0.059}{2} \log \frac{(0.5)}{(0.1)} \end{aligned}$$

เซลล์ความเข้มข้น



โจทย์



โจทย์

