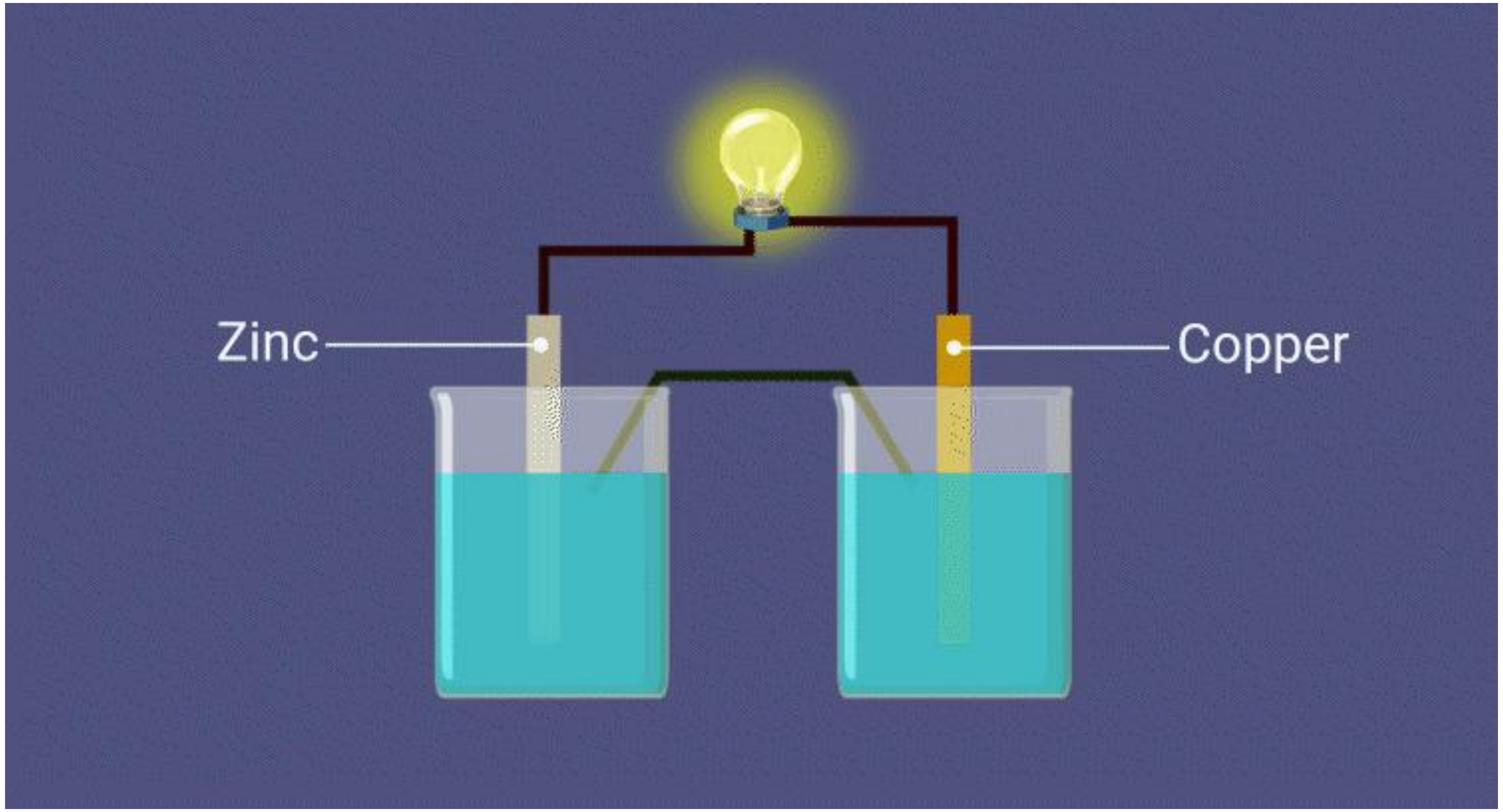
เคมีไฟฟ้า

ผู้ช่วยศาสตราจารย์ ดร.วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ

Active Learning
Learning for all
by Woravith Chansuvarn



EP1 : เคมีไฟฟ้าเบื้องต้น

Chemographics
woravith
woravith.c@rmutp.ac.th
http://web.rmutp.ac.th/woravith

เคมีไฟฟ้า เบื้องต้น

- เลขออกซิเดชัน
- สมการรีดอกซ์
- องค์ประกอบของเซลล์เคมีไฟฟ้า

เคมีไฟฟ้า (Electrochemistry)

การศึกษาที่เกี่ยวกับปฏิกิริยาเคมีที่เกี่ยวข้องกับไฟฟ้า โดยอาศัยการถ่ายโอนอิเล็กตรอนระหว่างสารใน**ปฏิกิริยาเคมี**

ปฏิกิริยารีดอกซ์ (redox reaction)

ปฏิกิริยาที่มีการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันของสารตั้งต้นเมื่อเกิดปฏิกิริยาเคมี

- ปฏิกิริยาออกซิเดชัน (oxidation)

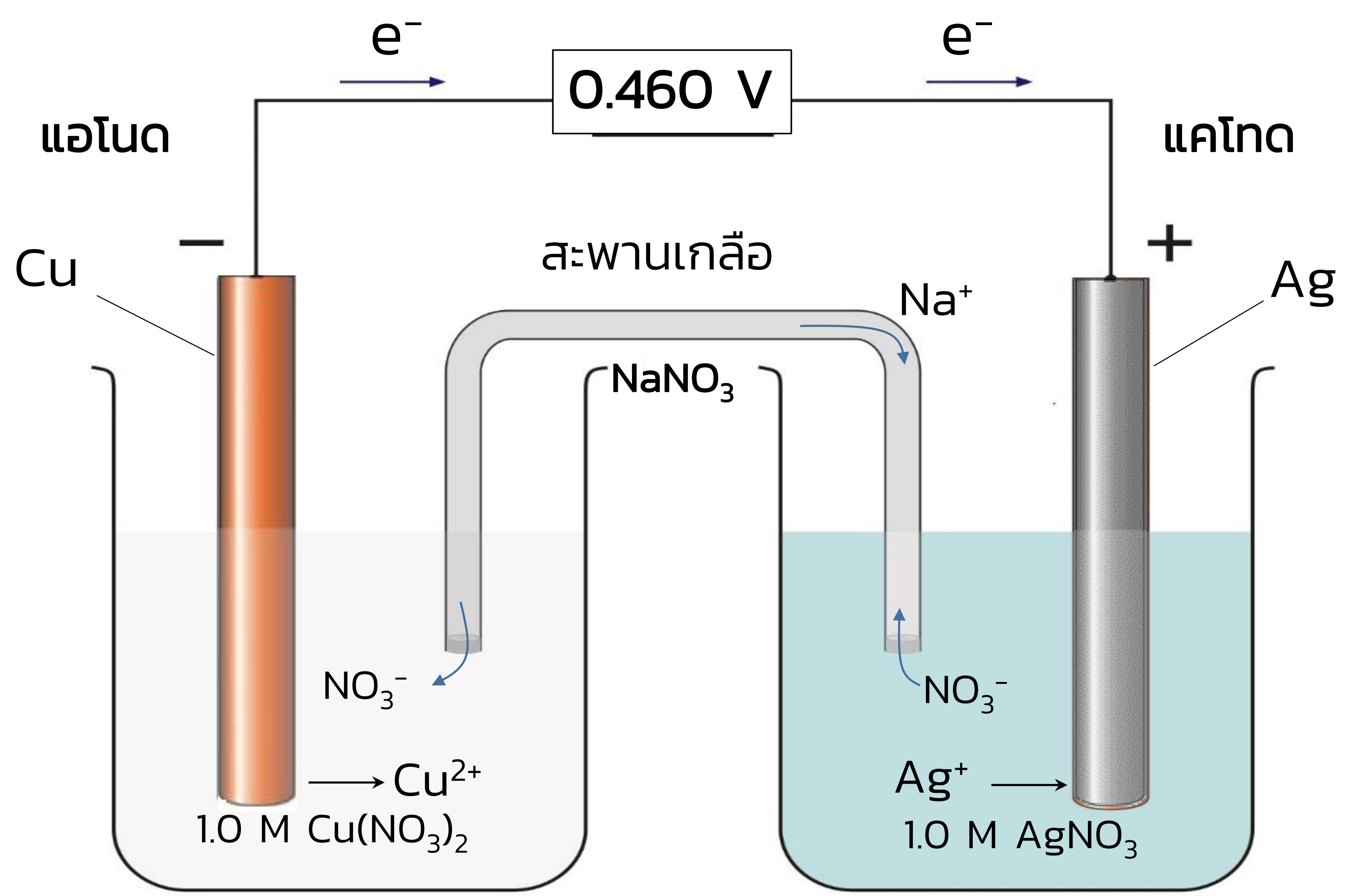
  ปฏิกิริยาที่มีการให้อิเล็กตรอน

- ปฏิกิริยารีดักชัน (reduction)

  ปฏิกิริยาที่มีการรับอิเล็กตรอน

ปฏิกิริยารีดอกซ์

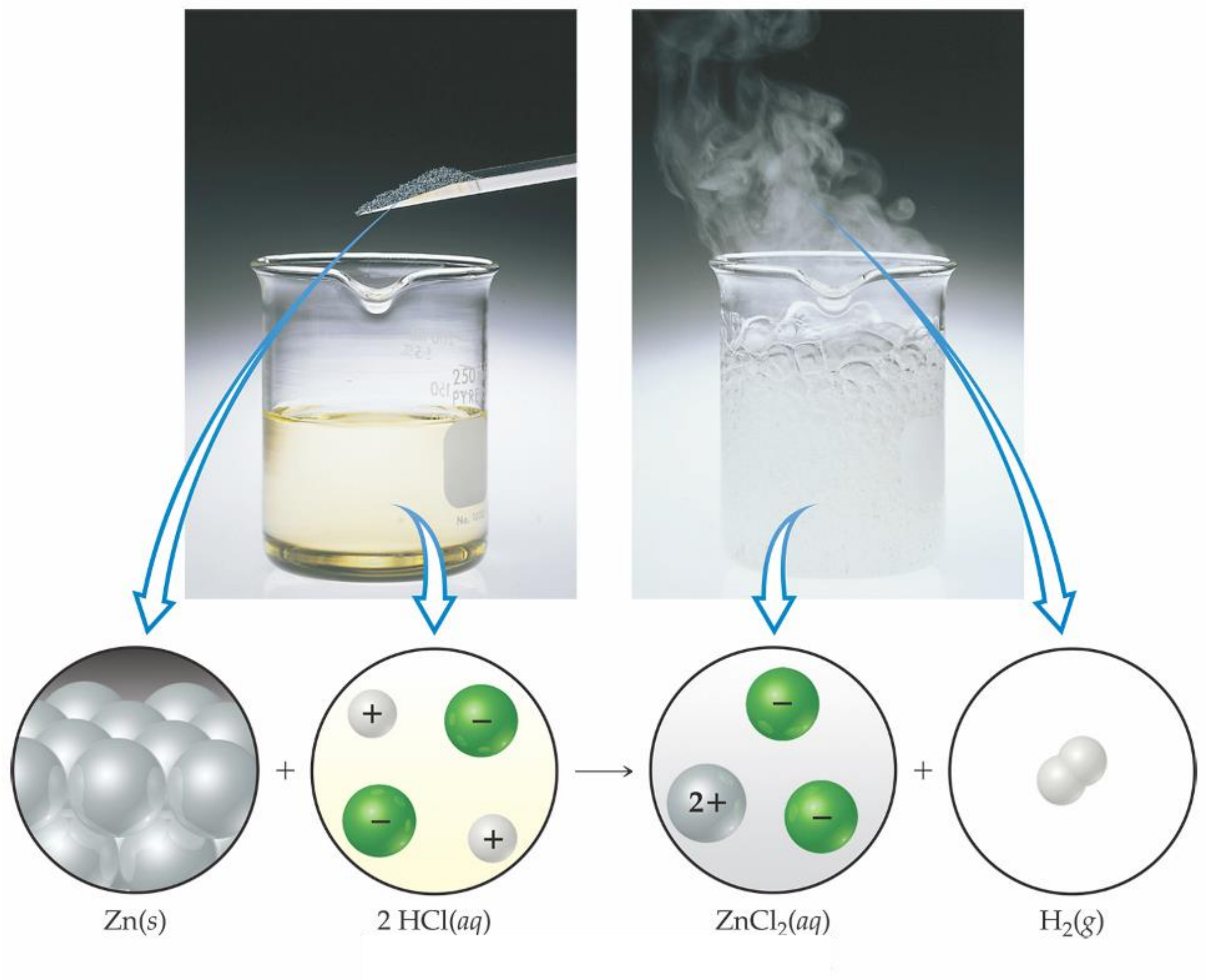
ปฏิกิริยาออกซิเดชัน	ปฏิกิริยารีดักชัน
ปฏิกิริยาที่มีการให้อิเล็กตรอน	ปฏิกิริยาที่มีการรับอิเล็กตรอน
ตัวรีดิวซ์ คือสารที่ทำหน้าที่เป็นตัวให้อิเล็กตรอน	ตัวออกซิไดส์ คือสารที่ทำหน้าที่เป็นตัวรับอิเล็กตรอน
ตัวรีดิวซ์ มีเลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้น	ตัวออกซิไดส์ มีเลขออกซิเดชันลดลง
ตัวรีดิวซ์ คือ ตัวถูกออกซิไดส์	ตัวออกซิไดส์ คือ ตัวถูกรีดิวซ์



$$Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2e^- \qquad Ag^{+}(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$$

$$\overset{0}{Cu}(s) + 2\underset{+2}{Ag^{+}}(aq) \rightleftharpoons \overset{+2}{Cu^{2+}}(aq) + 2\underset{0}{Ag}(s)$$

Cu เป็นตัวรีดิวซ์ และ Ag^{+} เป็นตัวออกซิไดส์



$$Zn(s) + 2\,H^{+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g)$$

0   +1   +2   0

Zn เป็นตัวรีดิวซ์ H^{+} เป็นตัวออกซิไดซ์

เลขออกซิเดชัน

จำนวนประจุสุทธิ (net charge) ของแต่ละอะตอมในโมเลกุล หรือสูตรเคมี

“ธาตุบางธาตุมีเลขออกซิเดชันค่าเดียว แต่มีธาตุหลายธาตุที่มีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า”

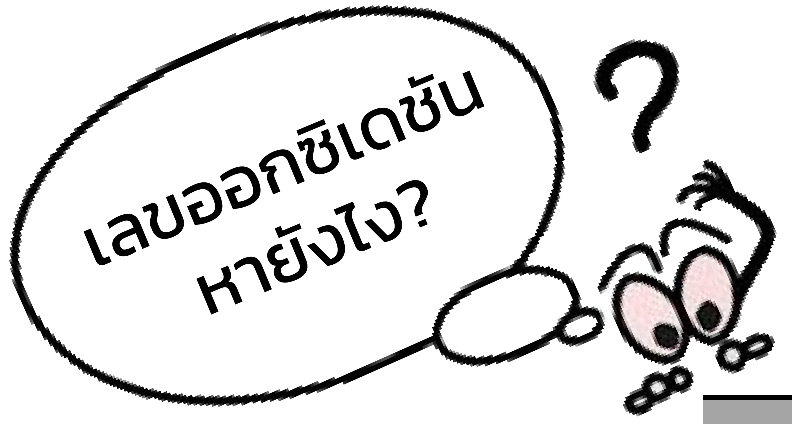
หลักการกำหนดเลขออกซิเดชัน

1. อะตอมอิสระ = 0
2. ไอออนอะตอมเดี่ยว = ประจุไอออน
3. ธาตุหมู่ 1A = +1 และ หมู่ 2A = +2 เสมอ
4. ธาตุหมู่ 7A ส่วนใหญ่ = –1 แต่ F = –1 เสมอ
5. ธาตุ O ส่วนใหญ่ = –2

   ยกเว้น H_2O_2, Na_2O_2 = –1
   $KO_2 = -^1/_2$
6. ธาตุ H ส่วนใหญ่ = +1

   ยกเว้น $LiAlH_4$, $NaBH_4$ = –1
7. ผลรวมของเลขออกซิเดชันเท่ากับประจุสุทธิ

   โมเลกุลที่เป็นกลาง ผลรวม = 0
   โมเลกุลที่ไม่เป็นกลาง ผลรวม = ประจุ



แนวทางการกำหนด
เลขออกซิเดชันของธาตุ
ในสูตรเคมี

"กำหนดธาตุที่ทราบเลขออกซิเดชันแน่นอนก่อน
แล้วหาเลขออกซิเดชันธาตุองค์ประกอบจากหลัก
ข้อ 7"

สูตรเคมี	Ox.NO	แนวทาง (กฎข้อ 7)	Ox.No.
S_8	S=0	–	S=0
NaCl	Na=+1 Cl=x	(+1)+(x) = 0 x= –1	Cl=–1
MnO_2	O=–2 Mn=x	(x)+(–2x2) = 0 x=+4	Mn=+4
Na_2S	Na=+1 S=x	(+1x2)+(x) = 0 x=–2	S=–2
NF_3	F=–1 N=x	(x)+(–1x3) = 0 x=+3	N=+3
SO_4^{2-}	O=–2 S=x	(x)+(–2x4) = –2 x=(–2)+8 = +6	S=+6
Fe_2O_3	O=–2 Fe=x	(2x)+(–2x3) = 0 2x=+6 = +12 x = +6/2 = +3	Fe=+3

สูตรเคมี	Ox.NO	แนวทาง (กฎข้อ 7)	Ox.No.
$KMnO_4$	K=+1 O=–2 Mn=x	(+1)(x)+(–2x4) = 0	Mn=+7
MnO_4^-	O=–2 Mn=x	(x)+(–2x4) = –1 x=(–1)+8=+7	Mn=+7
Mn_2O_5	O=–2 Mn=x	(–2x5)+(2x) = 0 2x=+10 x=+10/2 =+5	Mn=+5
K_2CrO_4	K=+1 O=–2 Cr=x	(+1x2)+(x)+(–2x4)=0 x=+8–2 = +6	Cr=+6
Cr_2O_3	O=–2 Cr=x	(2x)+(–2x3)=0 2x=+6	Cr=+3
$K_2Cr_2O_7$	K=+1 O=–2 Cr=x	(+1x2)(2x)(–2x7)=0 2x=+14–2 = +12 x = +12/2 = +6	Cr=+6
$NaHCO_3$	Na=+1 H=+1 O=–2 C=x	(+1)+(+1)+(x)+(–2x3)= 0	C=+4

สูตรเคมี	Ox.NO	แนวทาง (กฎข้อ 7)	Ox.No.
BF_3			B=
BH_4^-			B=
CO_2			C=
$C_2O_4^{2-}$			C=
$CaCO_3$			C=
Al_2O_3			Al=
S_3O_9			S=
$Al_2(SO_4)$			S=
$NaClO_3$			Cl=
ClO_2			Cl=
Cl_2			Cl=
$Ba(NO_3)_2$			N=
NO_3^-			N=
NH_3			N=
NH_2OH			N=

การดุลสมการรีดอกซ์

การถ่ายโอนอิเล็กตรอนระหว่างตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดส์ต้องมีจำนวนอิเล็กตรอนที่ตัวออกซิไดซ์ได้รับเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอนที่ตัวรีดิวซ์ให้ไปเสมอ

โดยวิธีเลขออกซิเดชัน (oxidation method)

อาศัยนำค่าที่เปลี่ยนแปลงไปของเลขออกซิเดชันของตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดส์มาคูณไขว้กัน

โดยวิธีครึ่งปฏิกิริยา (half reaction method)

อาศัยการดุลครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน

แนวทางการดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีเลขออกซิเดชัน

1 เขียนสมการที่ยังไม่ได้ดุล (ควรเขียนรูปไอออน)

2 แยกสมการเป็นครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและรีดักชัน

- กำหนดเลขออกซิเดชันของแต่ละอะตอม
- เขียนครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและรีดักชัน
- เติม e^- แต่ละครึ่งปฏิกิริยาตามจำนวนเลขออกซิเดชันที่แปลง (โดยต้องพิจารณาจำนวนอะตอมของธาตุที่มีค่าออกซิเดชันเปลี่ยนแปลงด้วย)

3 ดุลอะตอมที่ไม่ใช่ H, O ในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา

4 ดุลอะตอม H และ O

- สารละลายกรด

  1.1) ดุลประจุด้วยการเติม H^+ ด้านเดียวกับ e^- (ประจุทั้งสองด้านต้องเท่ากัน)

  1.2) ดุลจำนวนอะตอม O ด้วยการเติม H_2O เท่ากับจำนวนอะตอมของ O ที่ขาด

- สารละลายเบส

  2.1) ดุลประจุด้วยการเติม OH^- (ประจุทั้งสองด้านต้องเท่ากัน)

  2.2) ดุลจำนวนอะตอม O ด้วยการเติม H_2O เท่ากับจำนวนอะตอมของ O ที่ขาด

5 ทำจำนวน e^- ทั้งสองปฏิกิริยาให้เท่ากันโดยคูณไขว้

6 รวมครึ่งปฏิกิริยา

7 ตรวจสอบจำนวนอะตอมและประจุ

ตัวอย่าง $MnO_4^- + I^- \rightarrow MnO_2 + IO_3^-$ (เบส)

1 เขียนสมการที่ยังไม่ได้ดุล (ถ้าเขียนรูปไอออนได้จะดี)

2 แยกสมการเป็นครึ่งปฏิกิริยา และเติม e^-

3 ดุลอะตอมที่ไม่ใช่ H, O ในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา

4 ดุลอะตอม H และ O

สารละลายเบส

2.1) ดุลประจุด้วยการเติม OH^- (ประจุทั้งสองด้านต้องเท่ากัน)

2.2) ดุลจำนวนอะตอม O ด้วยการเติม H_2O เท่ากับจำนวนอะตอมของ O ที่ขาด

5 ทำจำนวน e^- ทั้งสองปฏิกิริยาให้เท่ากันโดยคูณไขว้

6 รวมครึ่งปฏิกิริยา

7 ตรวจสอบจำนวนอะตอมและประจุ

$$\overset{+7\ -2}{MnO_4^-} + \overset{-1}{I^-} \rightarrow \overset{+4\ -2}{MnO_2} + \overset{+5\ -2}{IO_3^-}$$

(+6 for I, −3 for Mn)

Ox: $I^- \rightarrow IO_3^- + 6e^-$

Red: $MnO_4^- + 3e^- \rightarrow MnO_2$

$$I^- + 6OH^- \rightarrow IO_3^- + 6e^-$$

$$MnO_4^- + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$$

$$I^- + 6OH^- \rightarrow IO_3^- + 6e^- + 3H_2O$$

$$MnO_4^- + 3e^- + 2H_2O \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$$

$$I^- + 6OH^- \rightarrow IO_3^- + 6e^- + 3H_2O$$

$$2MnO_4^- + 6e^- + 4H_2O \rightarrow 2MnO_2 + 8OH^-$$

$$I^- + 2MnO_4^- + H_2O \rightarrow 2MnO_2 + 2OH^- + IO_3^-$$

แนวทางการดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีครึ่งปฏิกิริยา

1 เขียนสมการในรูปสมการไอออน

2 แยกสมการเป็นครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและรีดักชัน

- กำหนดเลขออกซิเดชันของแต่ละอะตอม
- เขียนครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและรีดักชัน

3 ดุลอะตอมที่ไม่ใช่ H, O ในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา

4 ดุลอะตอม H และ O

- สารละลายกรด

  1.1) ดุลจำนวนอะตอม O ด้วยการเติม H_2O
  ข้างที่ขาด O ให้เติม H_2O เท่ากับจำนวนอะตอมของ O ที่ขาด

  1.2) ดุลจำนวนอะตอม H ด้วยการเติม H^+
  ข้างใดขาด H ให้เติม H^+ เท่ากับจำนวนอะตอมของ H ที่ขาด

- สารละลายเบส

  1.3) เติม OH^- ทั้งสองด้าน โดยจำนวน OH^- ที่เติมเท่ากับจำนวน H^+
  รวม H^+ กับ OH^- ในด้านเดียวกันเข้าด้วยกันเป็น H_2O

5 ดุลประจุ โดยเติม e^- แต่ละครึ่งปฏิกิริยา

6 ทำจำนวน e^- ทั้งสองปฏิกิริยาให้เท่ากันโดยคูณไขว้

7 รวมครึ่งปฏิกิริยา

8 ตรวจสอบจำนวนอะตอมและประจุ

ตัวอย่าง $Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Fe^{3+} + Cr^{3+}$ (สารละลายกรด)

1 เขียนสมการในรูปสมการไอออน

2 แยกสมการเป็นครึ่งปฏิกิริยา

3 ดุลอะตอมที่ไม่ใช่ H, O ในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา

4 ดุลอะตอม H และ O

- สารละลายกรด
  1.1) ดุลจำนวนอะตอม O ด้วยการเติม H_2O
  - ข้างที่ขาด O ให้เติม H_2O เท่ากับจำนวนอะตอมของ O ที่ขาด

  1.2) ดุลจำนวนอะตอม H ด้วยการเติม H^+
  - ข้างใดขาด H ให้เติม H^+ เท่ากับจำนวนอะตอมของ H ที่ขาด

5 ดุลประจุ โดยเติม e^- แต่ละครึ่งปฏิกิริยา

6 ทำจำนวน e^- ทั้งสองปฏิกิริยาให้เท่ากันโดยคูณไขว้

7 รวมครึ่งปฏิกิริยา

8 ตรวจสอบจำนวนอะตอมและประจุ

$$Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Fe^{3+} + Cr^{3+}$$

Ox: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$

Red: $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$

Ox: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$

Red: $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+}$

Ox: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$

Red: $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

Ox: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$

Red: $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

Ox: $6Fe^{2+} \rightarrow 6Fe^{3+} + 6e^-$

Red: $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

$$6Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 6Fe^{3+} + 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

$Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$ (กรด)

$MnO_4^- + S_2O_3^{2-} \rightarrow MnO_2 + SO_4^-$ (เบส)

เซลล์เคมีไฟฟ้า

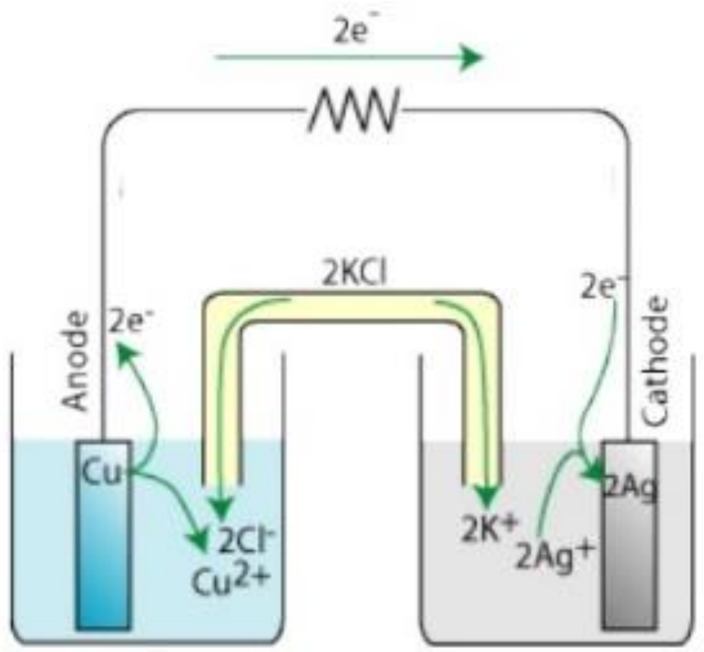
Electrochemical cell

“
อุปกรณ์ที่ต่อครบวงจรเพื่อ
แสดงให้เห็นว่าภายในเซลล์
มีการให้และรับอิเล็กตรอน
”

เซลล์เคมี (Chemical cell)

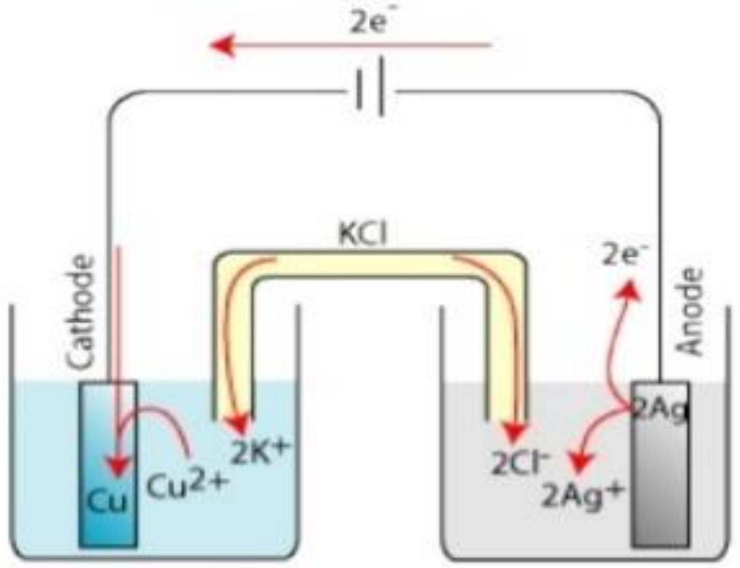
เซลล์เคมีไฟฟ้าที่เปลี่ยนพลังงานเคมีให้เป็นพลังงานไฟฟ้า กระแสไฟฟ้าเกิดจากการทำปฏิกิริยาสารภายในเซลล์

- เซลล์กัลวานิก (Galvanic)
- เซลล์ความเข้มข้น (Concentration)

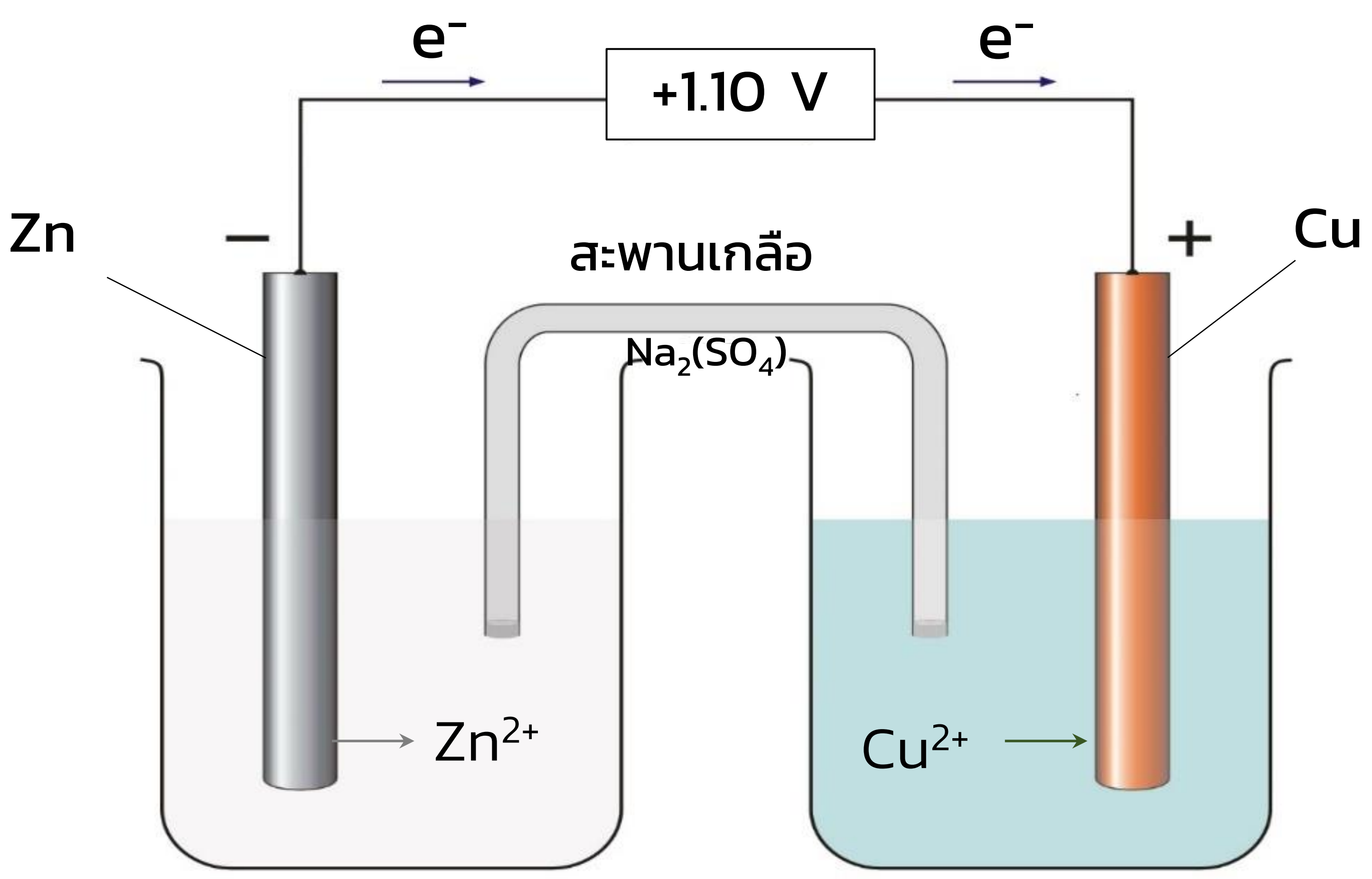


เซลล์อิเล็กโทรไลต์ (Electrolytic cell)

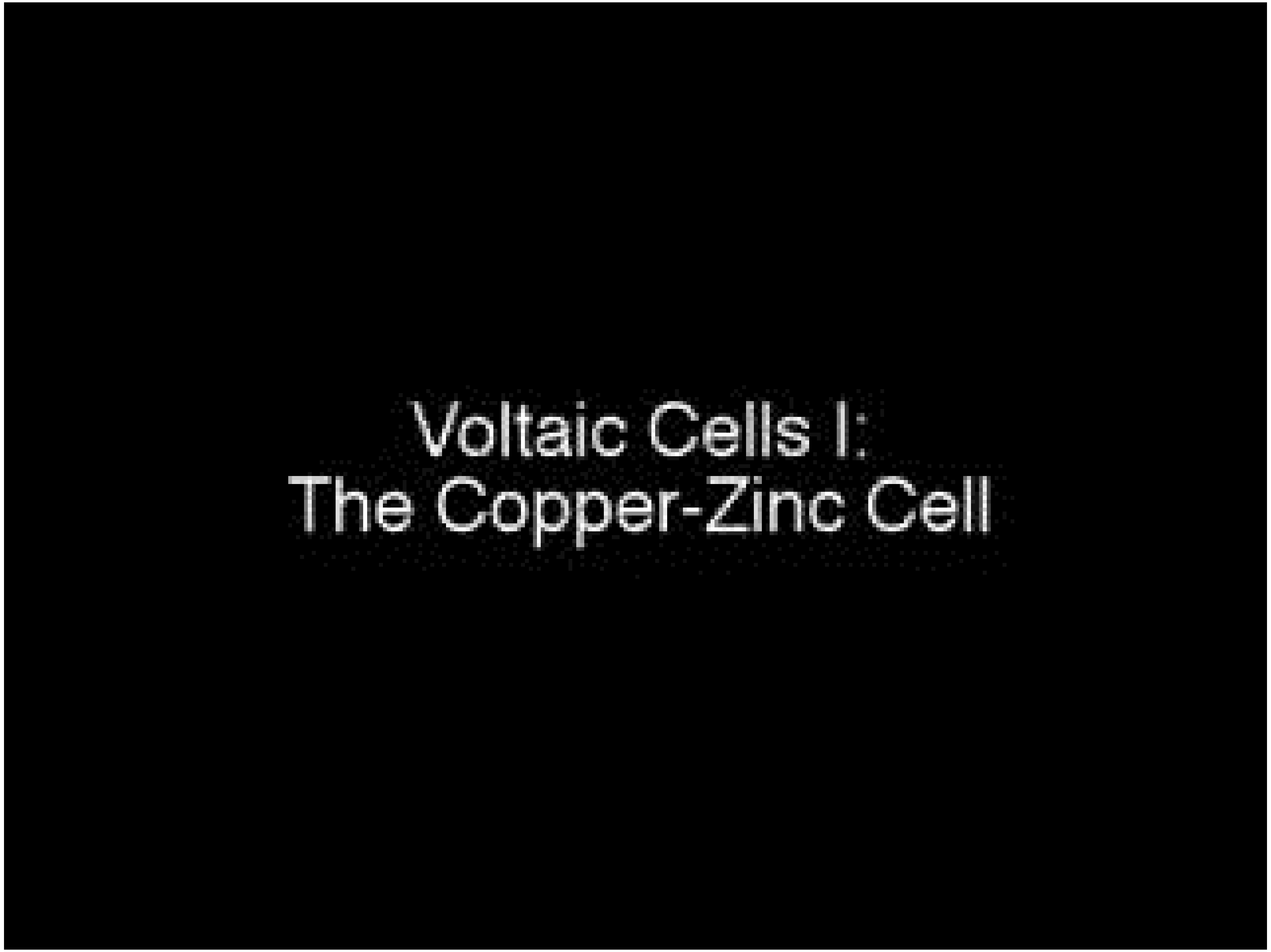
เซลล์ไฟฟ้าที่เปลี่ยนพลังงานไฟฟ้าเป็นพลังงานเคมี ซึ่งต้องผ่านกระแสไฟฟ้าภายนอกเข้าไปในเซลล์เพื่อทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมี



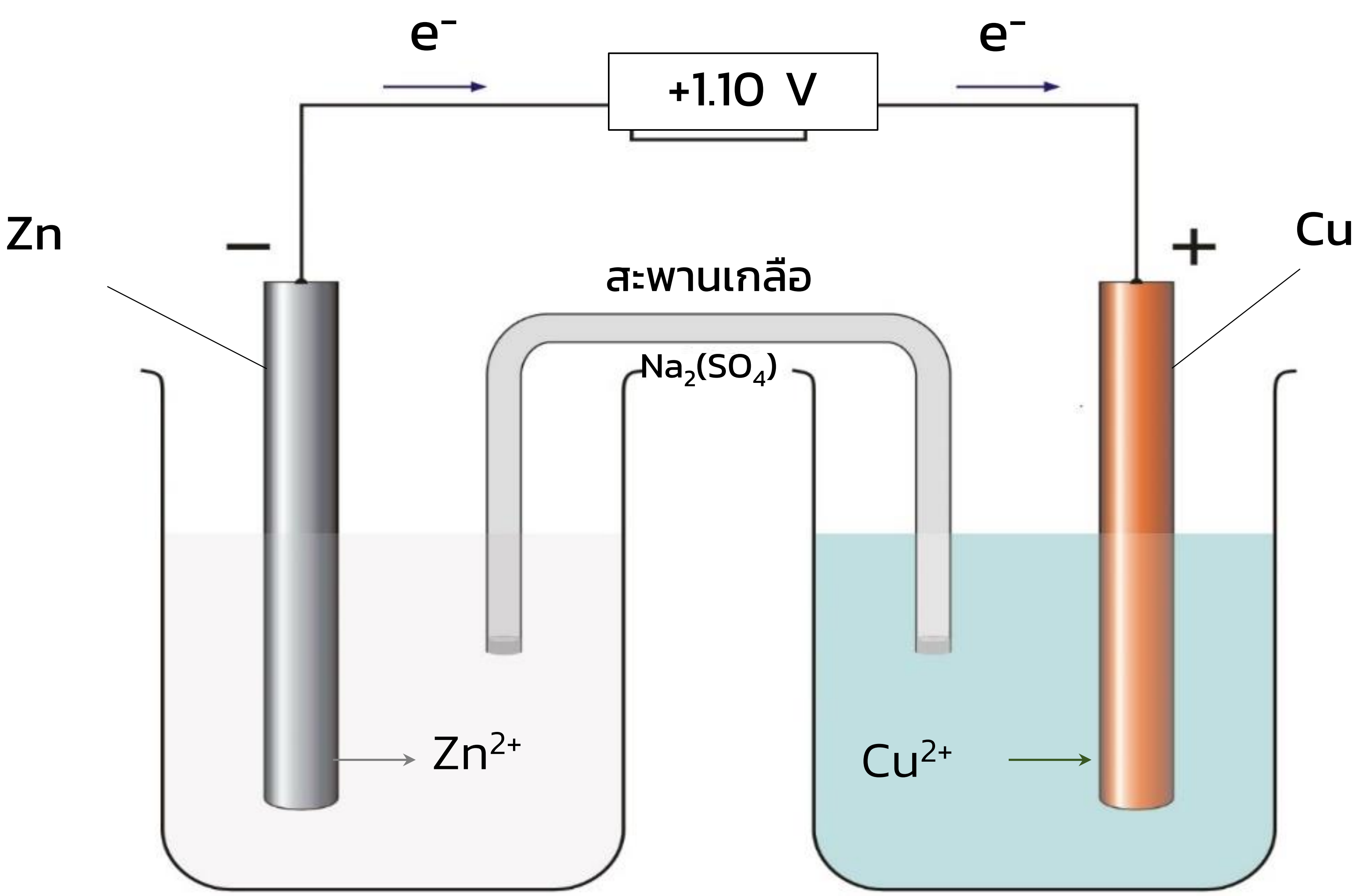
เซลล์กัลวานิก



- เซลล์เคมีไฟฟ้าที่ประกอบด้วยตัวออกซิไดซ์และตัวรีดิวซ์ เชื่อมต่อครึ่งเซลล์ด้วยสะพานเกลือ (salt bridge)
- มีขั้วไฟฟ้า 2 ขั้วจุ่มในสารละลายอิเล็กโทรไลต์
- **ขั้วแอโนด** (anode) ขั้วไฟฟ้าที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน
- **ขั้วแคโทด** (cathode) ขั้วไฟฟ้าที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน
- อิเล็กตรอนถ่ายโอนจากขั้วแอโนดไปยังขั้วแคโทด เกิดกระแสไฟฟ้าผ่านโวลต์มิเตอร์



YouTube https://www.youtube.com/watch?v=V7fS1QofMqI



ครึ่งเซลล์ ออกซิเดชัน รีดักชัน

ขั้วไฟฟ้า แอโนด แคโทด

ครึ่งปฏิกิริยา $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu(s)$

ปฏิกิริยารีดอกซ์ $Zn(s) + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu(s)$

แผนภาพเซลล์เคมีไฟฟ้า $Zn(s) \mid Zn^{2+}(aq) \parallel Cu^{2+}(aq) \mid Cu(s)$

$Zn(s)\ |\ Zn^{2+}(aq, 1\ M)\ ||\ Cu^{2+}(aq, 1\ M)\ |\ Cu(s)$

ครึ่งเซลล์ออกซิเดชัน	สะพานเกลือ	ครึ่งเซลล์รีดักชัน
เขียนขั้วแอโนดไว้ทางซ้าย คั่นด้วยขีดหนึ่งขีด (|) ตามด้วยไอออนในสารละลาย		เขียนไอออนในสารละลายซ้าย คั่นด้วยขีดหนึ่งขีด (|) ตามด้วยขั้วแคโทด

ความเข้มข้นสารละลาย เขียนในวงเล็บเดียวกับสถานะสารละลาย

กรณีมีไอออนในสารละลายมากกว่า 1 ชนิด เขียนไอออนทั้งสองคั่นด้วยเครื่องหมายจุลภาค (,)

$Fe(s)\ |\ Fe^{2+}(aq), Fe^{3+}(aq)\ ||\ Cu^{2+}(aq)\ |\ Cu(s)$

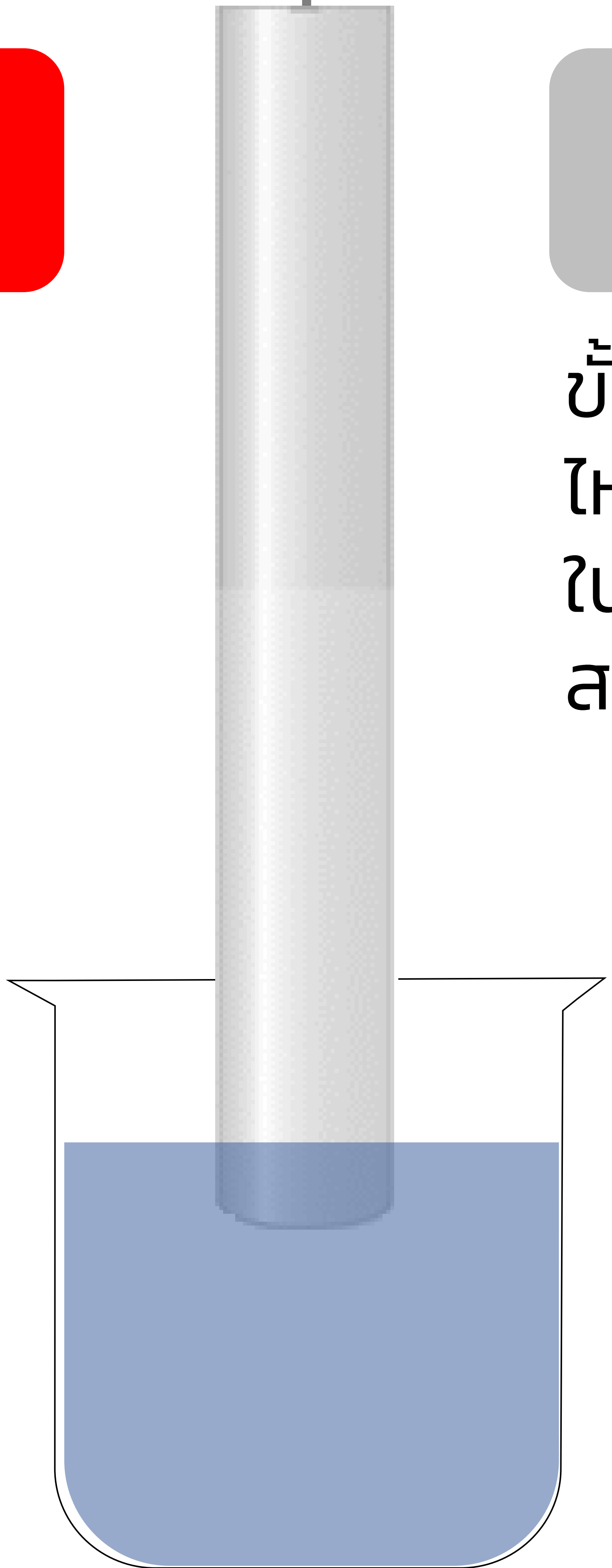
กรณีมีความดันแก๊ส เขียนความดันในวงเล็บหลังแก๊ส

$...\ ||\ H_2(g, 1\ atm)\ |\ Pt(s)$

ครึ่งเซลล์ที่ประกอบด้วยขั้วโลหะกับแก๊ส เขียนขีดคั่น (|) ระหว่างขั้วโลหะกับแก๊ส

$Pt(s)\ |\ H_2(g, 1\ atm)\ |\ H^+(aq)\ ||\ ....$

ขั้วไฟฟ้า Electrode



ขั้วที่ว่องไวต่อปฏิกิริยา (active electrode)

ขั้วไฟฟ้าที่มีส่วนในการเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันหรือรีดักชัน

ขั้วโลหะ Zn จุ่มในสารละลายเกลือของสังกะสี

$Zn(s)\ |\ Zn^{2+}(aq)$

Red: $Zn^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Zn(s)$

Ox: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$

ขั้วที่ไม่ว่องไวต่อปฏิกิริยา (inert electrode)

ขั้วไฟฟ้าที่ทำหน้าที่เพียงให้อิเล็กตรอนไหลผ่านเท่านั้น โดยไม่มีส่วนร่วมใดๆ ในการเกิดปฏิกิริยาเคมีกับไอออนในสารละลาย

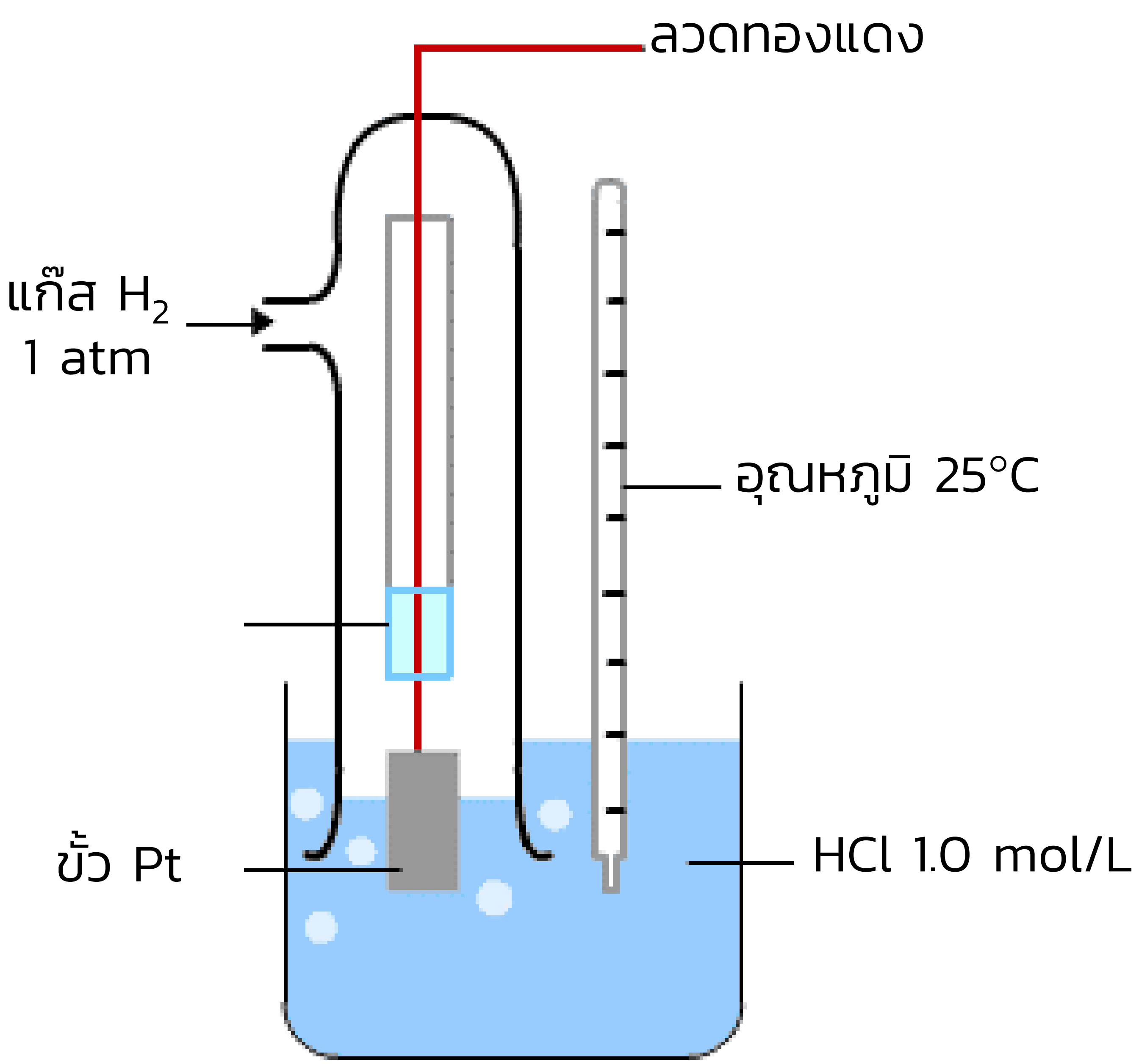
ขั้ว Pt จุ่มในสารสารละลายที่ประกอบด้วย Fe^{3+} และ Fe^{2+}

$Pt(s)\ |\ Fe^{3+}, Fe^{2+}$

ขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐาน (Standard Hydrogen Electrode, SHE)

ขั้วแก๊สที่ครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนประกอบด้วย
- ขั้วโลหะเฉื่อย : Pt
- สารละลาย HCl (1.0 mol/L)
- แก๊สไฮโดรเจน (H_2)

โดยผ่าน H_2 ในสารละลาย HCl



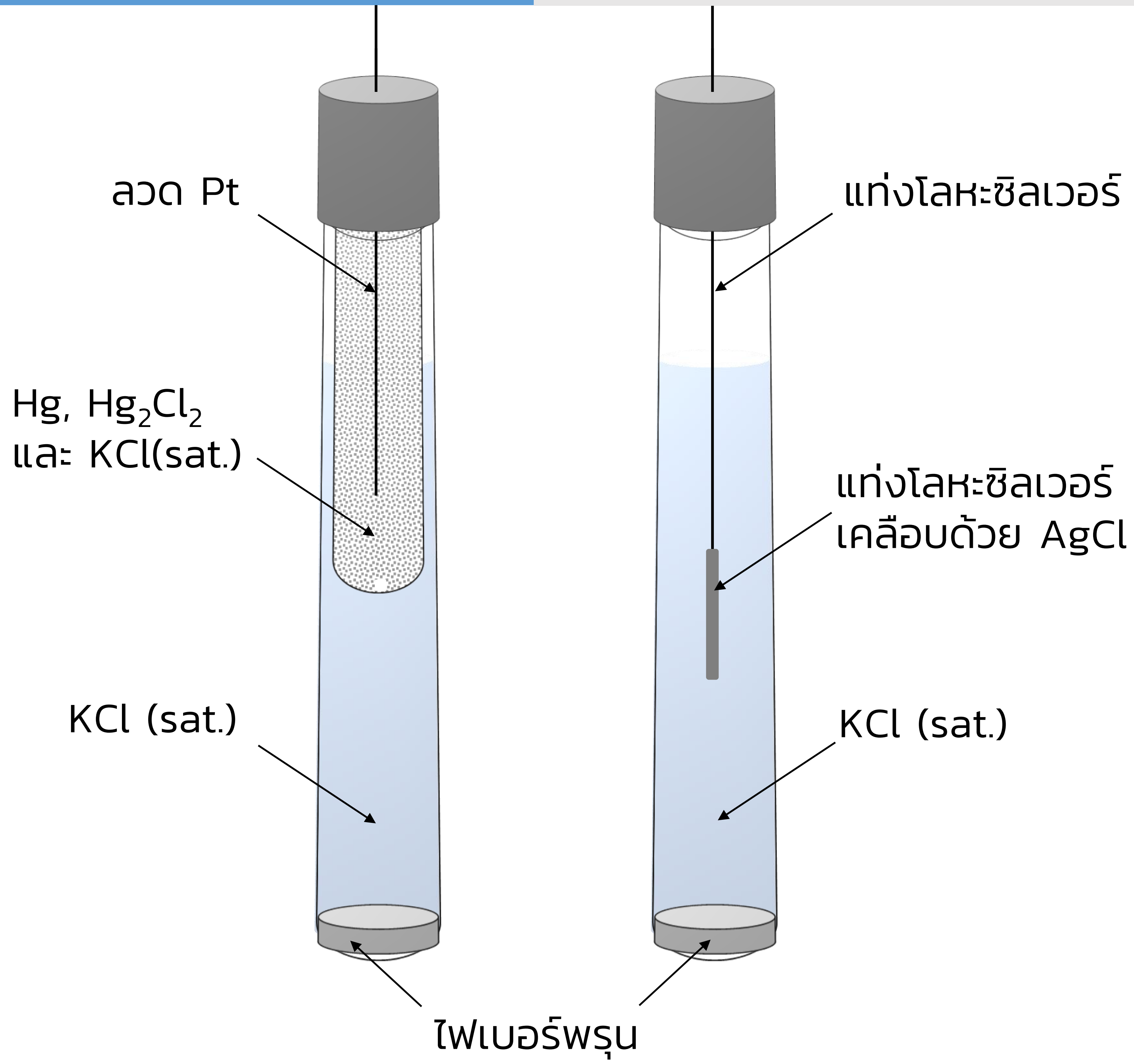
ภายใต้สภาวะมาตรฐาน (1 atm, 25°C)
ค่าศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ไฮโดรเจน เท่ากับ 0.000 V
ใช้สัญลักษณ์ E^0 แทนศักย์ขั้วไฟฟ้ามาตรฐาน

$$2H^+(aq,1\ M) + 2e^- \rightarrow H_2(g,1\ atm) \qquad E^0 = 0.000\ V$$

การเตรียม SHE ค่อนข้างยุ่งยาก จึงนิยมใช้

ขั้วไฟฟ้าคาโลเมลอิ่มตัว (saturated calomel electrode; SCE)
ขั้วไฟฟ้าซิลเวอร์-ซิลเวอร์คลอไรด์ (Ag/AgCl)

ขั้วไฟฟ้าคาโลเมลอิ่มตัว (SCE) | ขั้วไฟฟ้าซิลเวอร์–ซิลเวอร์คลอไรด์ (Ag/AgCl)



วัดศักย์ไฟฟ้าเทียบกับขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐานที่ 25°C

E^0 = 0.241 | E^0 = 0.222 V

ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์เคมีไฟฟ้า (Cell Potential)

- แรงเคลื่อนไฟฟ้า (emf) ที่เกิดขึ้นในเซลล์กัลวานิก เนื่องจากการถ่ายโอนอิเล็กตรอนระหว่างครึ่งเซลล์ออกซิเดชันและรีดักชัน
- เป็นค่าความต่างศักย์ของขั้วไฟฟ้าทั้งสองเซลล์ออกซิเดชันและรีดักชัน
- อิเล็กตรอนไหลจากขั้วแอโนดไปยังขั้วแคโทด เนื่องจากพลังงานศักย์ของขั้วแอโนดมีค่าสูงกว่าขั้วแคโทด
- ค่า emf ของเซลล์เขียนแทนด้วย E^0_{cell}

E^0_{cell} คือ ค่าศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ที่อยู่ในภาวะมาตรฐาน

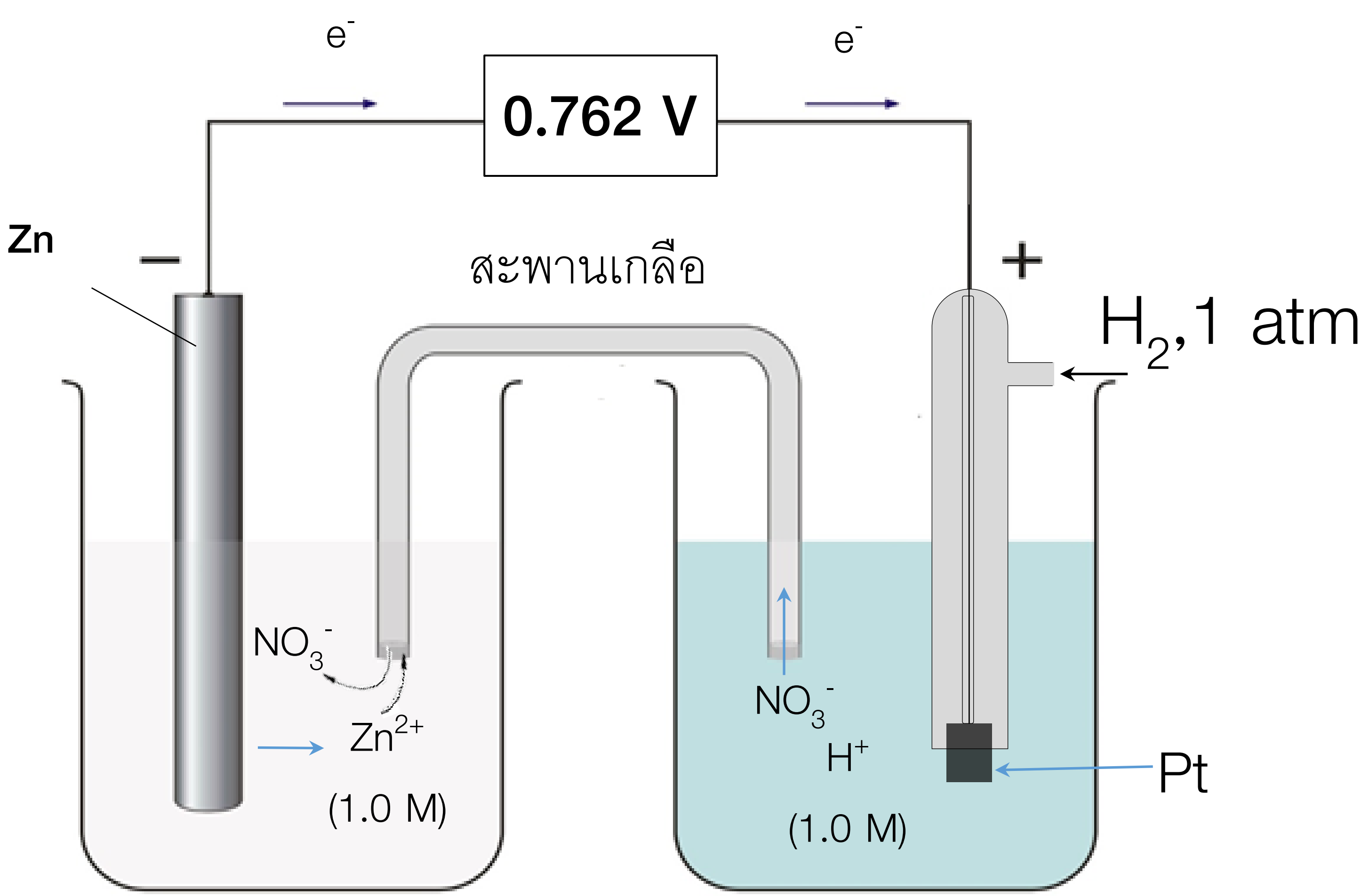
ขั้วไฟฟ้าจุ่มอยู่ในสารละลายที่ความเข้มข้นของไอออนเท่ากับ 1 mol/L ที่อุณหภูมิ 25°C (ถ้าสารมีสถานะเป็นแก๊สกำหนดให้ความดันเท่ากับ 1 atm)

การคำนวณหาศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์

$$E^0_{cell} = E^0_{cathode} - E^0_{anode}$$

ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์เคมีไฟฟ้า

การหาค่าศักย์ไฟฟ้าของขั้วไฟฟ้าใด ๆ ทำได้โดยนำขั้วไฟฟ้านั้นต่อกับ SHE

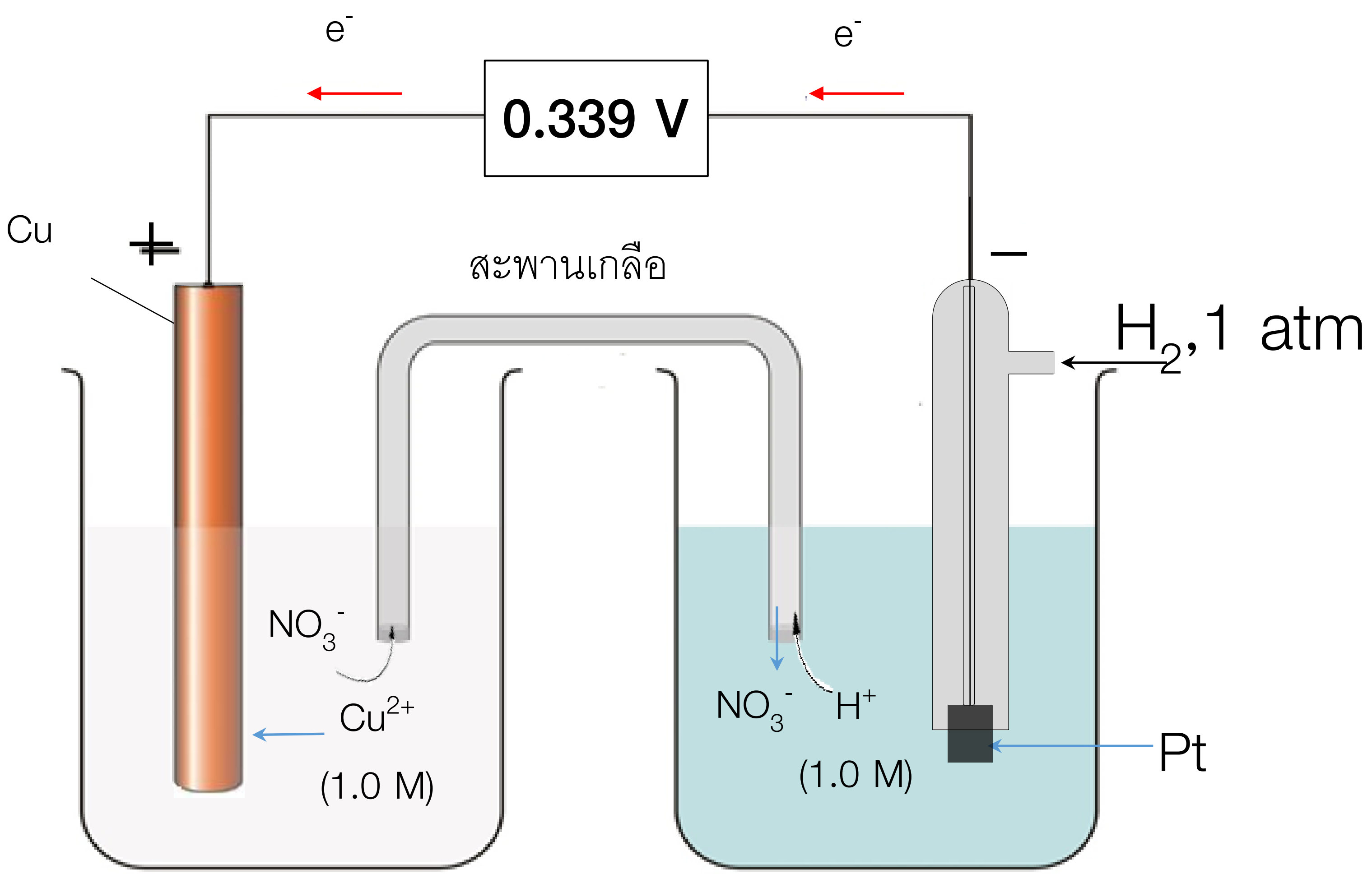


$Zn(s)|Zn^{2+}(aq,1\ M)\ ||\ H_2(g,1\ atm)|H^+(aq,1\ M)|Pt(s)$

$$E^0_{cell} = E^0_{cathode} - E^0_{anode}$$

$$0.762 = 0.00 - E^0_{Zn/Zn^{2+}}$$

$$E^0_{Zn/Zn^{2+}} = -0.762\ V$$



$Pt(s)|H_2(g,1\ atm)|H^+(aq,1\ M)\ ||\ Cu^{2+}(aq,1\ M)|Cu(s)$

$$E^0_{cell} = E^0_{cathode} - E^0_{anode}$$

$$0.339 = E^0_{Cu/Cu^{2+}} - 0.00$$

$$E^0_{Cu/Cu^{2+}} = 0.339\ V$$

ค่าศักย์ไฟฟ้ารีดักชันมาตรฐาน (E^{o}_{red})

ค่าที่แสดงความสามารถในการรับอิเล็กตรอนของครึ่งเซลล์ โดยเทียบกับ SHE เขียนแทนด้วย E^{o}_{red} หรือ E^{o}

- ค่า E^{o} เป็นค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของปฏิกิริยารีดักชัน (E^{o}_{red})
- เมื่อกลับทิศทางของปฏิกิริยาเป็นปฏิกิริยาออกซิเดชัน ค่า E^{o} จะมีเครื่องหมายตรงข้าม
- ค่า E^{o} ไม่เปลี่ยน เมื่อเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลในสมการเปลี่ยน
- ค่า E^{o} เป็นบวกมาก เป็นตัวออกซิไดซ์ดีกว่า H^{+}
- ค่า E^{o} เป็นลบมาก เป็นตัวรีดิวซ์ดีกว่า H^{+}
- ปฏิกิริยาที่มีค่า E^{o}_{cell} เป็นบวก แสดงว่าปฏิกิริยารีดอกซ์ที่เกิดขึ้นได้เอง
- ปฏิกิริยาที่มีค่า E^{o}_{cell} เป็นลบ แสดงว่าปฏิกิริยาเกิดเองไม่ได้ (เกิดได้เองในทิศทางตรงข้าม)

$$Cu^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Cu$$

$$Zn^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Zn$$

ศักย์ไฟฟ้ารีดักชันมาตรฐาน (E^0) ที่ 25°C

- E^0 มีค่าสูงขึ้น ความสามารถในการออกซิไดส์มีมากขึ้น (เกิดรีดักชันดี)
- E^0 มีค่าลดลง ความสามารถในการรีดิวซ์มีมากขึ้น (เกิดออกซิเดชันดี)
- ถ้ากลับสมการ ค่า E^0 จะเท่าเดิม แต่เครื่องหมายตรงกันข้าม
- ค่า E^0 ยิ่งมาก แสดงว่าสารนั้นยิ่งรับอิเล็กตรอนได้ดีกว่า H^+
- ค่า E^0 ยิ่งต่ำ แสดงว่าสารนั้นยิ่งให้อิเล็กตรอนได้ดี
- หากไม่ได้ระบุว่าเป็น E^0_{red} หรือ E^0_{ox} ให้ถือว่าเป็น E^0_{red}

ตัวออกซิไดส์ที่แรง ↑ | ตัวรีดิวซ์ที่อ่อน ↓

ปฏิกิริยาครึ่งเซลล์รีดักชัน	E^0 (V)
$F_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$	+2.890
$Ag^{2+} + e^- \rightleftharpoons Ag^+$	+1.989
$Co^{3+} + e^- \rightleftharpoons Co^{2+}$	+1.92
$H_2O_2(aq) + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	+1.77
$Ce^{4+} + e^- \rightleftharpoons Ce^{3+}$	+1.72
$Au^+ + e^- \rightleftharpoons Au(s)$	+1.69
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	+1.507
$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au(s)$	+1.50
$Cl_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$	+1.360
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1.36
$O_2(g) + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	+1.229
$Pt^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pt(s)$	+1.18
$Br_2(l) + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$	+1.078
$2Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg_2^{2+}$	+0.908
$Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg(l)$	+0.852
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag(s)$	+0.7993
$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$	+0.771
$O_2(g) + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2O_2$	+0.695
$I_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$	+0.535
$Cu^+ + e^- \rightleftharpoons Cu(s)$	+0.518
$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s)$	+0.339
$HgCl_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2\ Hg(l) + 2Cl^-$	+0.268
$AgCl(s) + e^- \rightleftharpoons Ag(s) + Cl^-$	+0.222
$Cu^{2+} + e^- \rightleftharpoons Cu^+$	+0.153
$Sn^{4+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn^{2+}$	+0.15
$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g)$	**0.000**
$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb(s)$	-0.126
$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn(s)$	-0.141
$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni(s)$	-0.236
$Co^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Co(s)$	-0.282
$Cd^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cd(s)$	-0.402
$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe(s)$	-0.44
$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Cr(s)$	-0.74
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn(s)$	-0.762
$Mn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mn(s)$	-1.182
$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al(s)$	-1.677
$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg(s)$	-2.360
$Na^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Na(s)$	-2.714
$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ca(s)$	-2.868
$K^+ + e^- \rightleftharpoons K(s)$	-2.936
$Li^+ + e^- \rightleftharpoons Li(s)$	-3.040

ตัวออกซิไดส์ที่อ่อน | ตัวรีดิวซ์ที่แรง

View E^0_{red}

ประโยชน์ของค่า E^0

- ใช้เปรียบเทียบการเป็นตัวรีดิวซ์ (ทำหน้าที่ให้อิเล็กตรอน) และตัวออกซิไดส์ (ทำหน้าที่รับอิเล็กตรอน)
    - สารที่มี E^0 ต่ำกว่าเป็นตัวรีดิวซ์ได้ดีกว่าสารที่มี E^0 สูงกว่า
    - สารที่มี E^0 สูงกว่าเป็นตัวออกซิไดส์ได้ดีกว่าสารที่มี E^0 ต่ำกว่า

Ag^+ มี E^0 = 0.7993 V
Zn^{2+} มี E^0 = -0.762 V

Zn เป็นตัวรีดิวซ์ที่ดีกว่า Ag
Ag เป็นตัวออกซิไดส์ที่ดีกว่า Zn

- ใช้คำนวณค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์และครึ่งเซลล์

$$E^0_{cell} = E^0_{cathode} - E^0_{anode}$$

- ค่า E^0_{cell} ใช้ทำนายการเกิดได้เองของปฏิกิริยา

$E^0_{cell} > 0$ ปฏิกิริยาเกิดได้เอง
$E^0_{cell} < 0$ ปฏิกิริยาเกิดเองไม่ได้
$E^0_{cell} = 0$ ไม่เกิดปฏิกิริยาสุทธิ ระบบอยู่ในสภาวะสมดุล

E จงหาค่า E^0_{cell} เมื่อนำครึ่งเซลล์ของแผนภาพเซลล์เคมีไฟฟ้า

$Zn(s)|Zn^{2+}(aq, 1.0\ M) \| Cu^{2+}(aq, 1.0\ M)|Cu(s)$

$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn(s) \quad E^0 = -0.762\ V$

$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s) \quad E^0 = 0.339\ V$

$$E^0_{cell} = E^0_{cathode} - E^0_{anode}$$

$$E^0_{cell} = 0.339 - (-0.762)$$
$$= 0.339 + 0.762$$
$$= 1.10\ V$$

E จงหาค่า E^0_{cell} เมื่อนำครึ่งเซลล์ของ $Fe|Fe^{2+}$ ต่อเข้ากับ $Ni|Ni^{2+}$

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

$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni(s) \quad E^0 = -0.236\ V$

$$E^0_{cell} = E^0_{cathode} - E^0_{anode}$$

$$E^0_{cell} = (-0.236) - (-0.44)$$
$$= -0.236 + 0.44$$
$$= 0.20\ V$$

สมการเนินสต์

Walther Hermann Nernst
Noble Price in Chemistry, 1920

$$aA_{ox} + ne^- \rightleftharpoons bA_{red}$$

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF}\ln\frac{[A_{ox}]^a}{[A_{red}]^b}$$

E = ศักย์ไฟฟ้าของขั้วไฟฟ้า (V)
E^0 = ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐาน (V)
R = ค่าคงที่ของแก๊ส (8.314 J $K^{-1}mol^{-1}$)
T = อุณหภูมิสัมบูรณ์ (K)
n = จำนวนอิเล็กตรอนที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยา
F = เลขฟาราเดย์ (96,493 คูลอมบ์)

ที่อุณหภูมิ 25°C (298 K)

$$E = E^0 + \frac{0.0592}{n}\log\frac{[A_{ox}]^a}{[A_{red}]^b}$$

ศักย์ไฟฟ้าจะขึ้นอยู่กับความเข้มข้นของตัวออกซิไดส์ ตัวรีดิวซ์
และผลิตภัณฑ์ และ ค่า pH ของสารละลาย

$Fe^{3+} + e^{-} \rightarrow Fe^{2+}$ $$E = E^{0} + \frac{0.0592}{1} \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe_{2+}]}$$

$Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu$ $$E = E^{0} + \frac{0.0592}{2} \log \frac{[Cu^{2+}]}{[Cu]}$$

$Cr_2O_7^{2-} + 14H^{+} + 6e^{-} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$ $$E = E^{0} + \frac{0.0592}{6} \log \frac{[Cr_2O_7^{2-}][H^{+}]^{14}}{[Cr^{3+}]^{2}}$$

- จงคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ ที่ 25°C
- $Fe(s)|Fe^{2+}(0.300\ mol/L)\ ||\ Sn^{2+}(0.500\ mol/L)|Sn(s)$

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

$$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn(s) \qquad E^0 = -0.136\ V$$

จากแผนภาพเซลล์ไฟฟ้า เขียนปฏิกิริยารีดอกซ์

$$Fe(s) + Sn^{2+} \rightleftharpoons Fe^{2+} + Sn(s)$$

เนื่องจากความเข้มข้นของสารละลายไม่เท่ากับ 1.00 mol/L
ต้องหาศักย์ไฟฟ้าของแต่ละขั้วจากสมการเนินสต์

$$E = E^0 + \frac{0.0592}{n} \log \frac{[A_{ox}]^a}{[A_{red}]^b}$$

- ศักย์ไฟฟ้าที่ขั้วแอโนด

ศักย์ไฟฟ้าที่ขั้วแคโทด

$$E_{Fe} = E^0 + \frac{0.0592}{2} \log \frac{[Fe^{2+}]}{[Fe]} \quad (1)$$

$$= -0.440 + \frac{0.0592}{2} \log(0.300)$$

$$= -0.445 \text{ V}$$

$$E_{Sn} = E^0 + \frac{0.0592}{2} \log \frac{[Sn^{2+}]}{[Sn]} \quad (1)$$

$$= -0.136 + \frac{0.0592}{2} \log(0.500)$$

$$= -0.145 \text{ V}$$

ความต่างศักย์ไฟฟ้าของเซลล์เคมีไฟฟ้านี้

$$E_{cell} = E_{cathode} - E_{anode}$$

$$= -0.145 - (-0.445)$$

$$= 0.310 \text{ V}$$

จากแผนภาพเซลล์เคมีไฟฟ้า จงคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ ที่ 25°C

$Pb(s)|PbSO_4(s),Na_2SO_4(0.300\ M)\ ||\ Cr_2O_7^{2-}(0.160\ M),Cr^{3+}(0.270\ M),\ H^{+}(0.400\ M)|Pt(s)$

เขียนปฏิกิริยารีดอกซ์

$$Pb(s) + SO_4^{2-} + Cr_2O_7^{2-} + H^{+} \rightleftharpoons PbSO_4(s) + Cr^{3+} + H_2O$$

ดุลสมการรีดอกซ์

$$3Pb(s) + 3SO_4^{2-} + Cr_2O_7^{2-} + 14H^{+} \rightleftharpoons 3PbSO_4(s) + 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

สมการเนินสต์

$$E_{Cell} = E^{0} + \frac{0.0592}{6} \log \frac{[SO_4^{2-}]^3[Cr_2O_7^{2-}][H^{+}]^{14}}{[Cr^{3+}]^2}$$

$$= (E^{0}_{cathode} - E^{0}_{anode}) + \frac{0.0592}{6} \log \frac{[SO_4^{2-}]^3[Cr_2O_7^{2-}][H^{+}]^{14}}{[Cr^{3+}]^2}$$

$$= (1.36-(-0.355)) + \frac{0.0592}{6} \log \frac{(0.300)^3(0.160)(0.400)^{14}}{(0.270)^2}$$

$$= 1.65\ V$$

#กิจกรรม work@class

แบ่งกลุ่มทำกิจกรรม 5.1

มอบหมายโจทย์ให้แต่ละกลุ่ม
ระดมสมองแก้ไขโดยวิธีการ
ร่วมแสดงความคิดเห็น

ให้แต่ละกลุ่มนำเสนอ วิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา

1) หลักการสำคัญหรือหลักพื้นฐานที่ถูกต้อง
2) วิธีการคำนวณค่าที่ถูกต้อง
3) วิธีอธิบายเชิงพฤติกรรม (วิธีปฏิบัติ) ที่ถูกต้อง

โดยให้กลุ่มอื่น ๆ รับฟัง และซักถามในข้อที่สงสัย