

Bab 13 Elektrokimia

Jacqueline Bennett • SUNY Oneonta

www.cengage.com/chemistry/brown

Tujuan

- Menjelaskan proses oksidasi dan reduksi
- Menuliskan dan menyetarakan setengah-reaksi pada reaksi redoks
- Membedakan sel galvanik dan sel elektrolitik
- Menghitung potensial sel berdasarkan potensial reduksi standar pada keadaan standar dan non-standar
- Menentukan kespontanan reaksi redoks
- Menghitung massa logam yang mengendap atau larut, jumlah arus atau waktu yang diperlukan pada proses elektrolisis.
- Membedakan batere primer dan sekunder
- Menjelaskan proses korosi

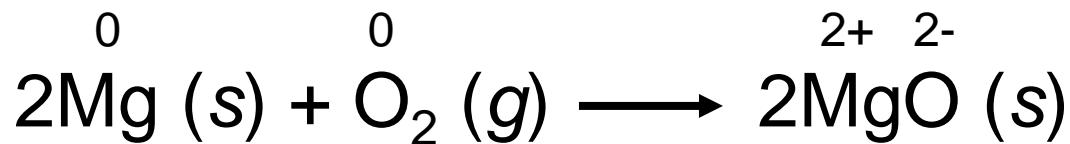


Bila kawat tembaga (Cu) dimasukkan ke dalam larutan perak nitrat (AgNO_3) yang tidak berwarna, maka terjadi reaksi kimia dengan cepat (**spontan**). Kristal logam perak terbentuk di atas kawat tembaga dan larutan berubah warna menjadi biru → reaksi **redoks**



Proses elektrokimia adalah proses reduksi–oksidasi (redoks) :

- Energi yang dihasilkan dari reaksi yang spontan diubah menjadi energi listrik atau
- Energi listrik diperlukan untuk menjalankan reaksi yang tidak spontan



Bilangan Oksidasi (BO)

Muatan atom dalam molekul (atau senyawa ionik) bila elektron ditransfer secara sempurna .

1. Unsur yang bebas mempunyai BO = 0



2. Pada ion monoatomik, BO = muatan ion.



3. BO Oksigen umumnya = -2. Dalam H_2O_2 dan O_2^{2-} -1.

4. BO hidrogen = **+1** kecuali dalam senyawa dengan logam sebagai senyawa biner BO = **-1**.
5. Dalam golongan IA BO logam = **+1**, golongan IIA = **+2**. Ion F⁻ selalu **-1**.
6. Jumlah BO semua atom dalam molekul atau ion = muatan molekul atau ion tsb.

Hitung jumlah BO dalam HCO_3^- ?



$$\text{O} = \textcolor{red}{-2} \quad \text{H} = \textcolor{red}{+1}$$

$$3 \times (-2) + 1 + ? = -1$$

$$\text{C} = \textcolor{red}{+4}$$

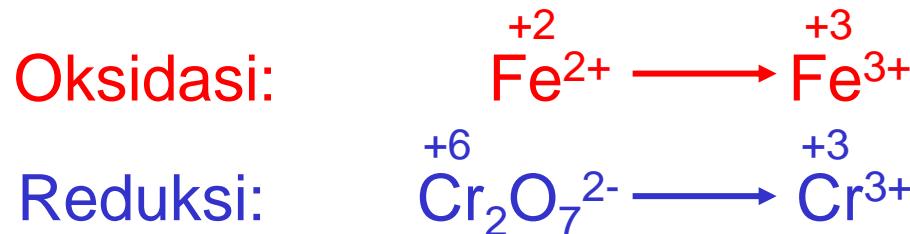
Menyetarkan persamaan redoks

Oksidasi Fe^{2+} menjadi Fe^{3+} oleh $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ dalam larutan asam

1. Tuliskan reaksi ion yang belum setara



2. Pisahkan dalam 2 setengah reaksi



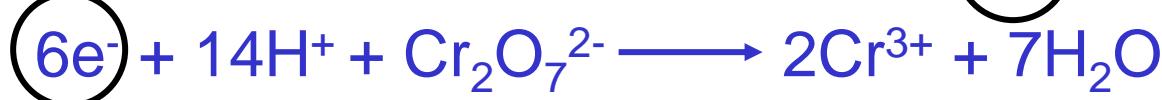
3. Setimbangkan semua atom kecuali O dan H dalam tiap setengah reaksi



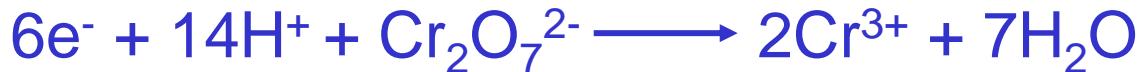
4. Untuk reaksi dalam asam, tambahkan H_2O untuk menyetarakan atom O dan H^+ untuk menyetarakan atom H.



5. Tambahkan elektron di satu sisi dari tiap setengah reaksi untuk menyetarakan muatan.



6. Setarakan jumlah elektron dalam 2 (dua) setengah reaksi.



7. Jumlahkan kedua setengah reaksi. **Jumlah elektron di tiap sisi reaksi HARUS SALING MENIADAKAN**

Oxidation:



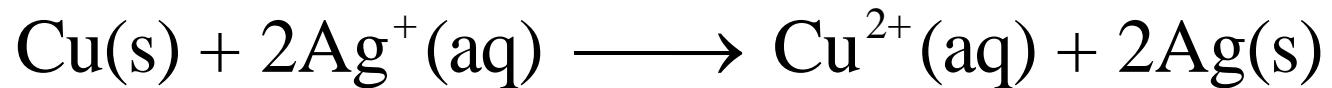
8. Periksa apakah jumlah dan muatan ion sudah setara

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

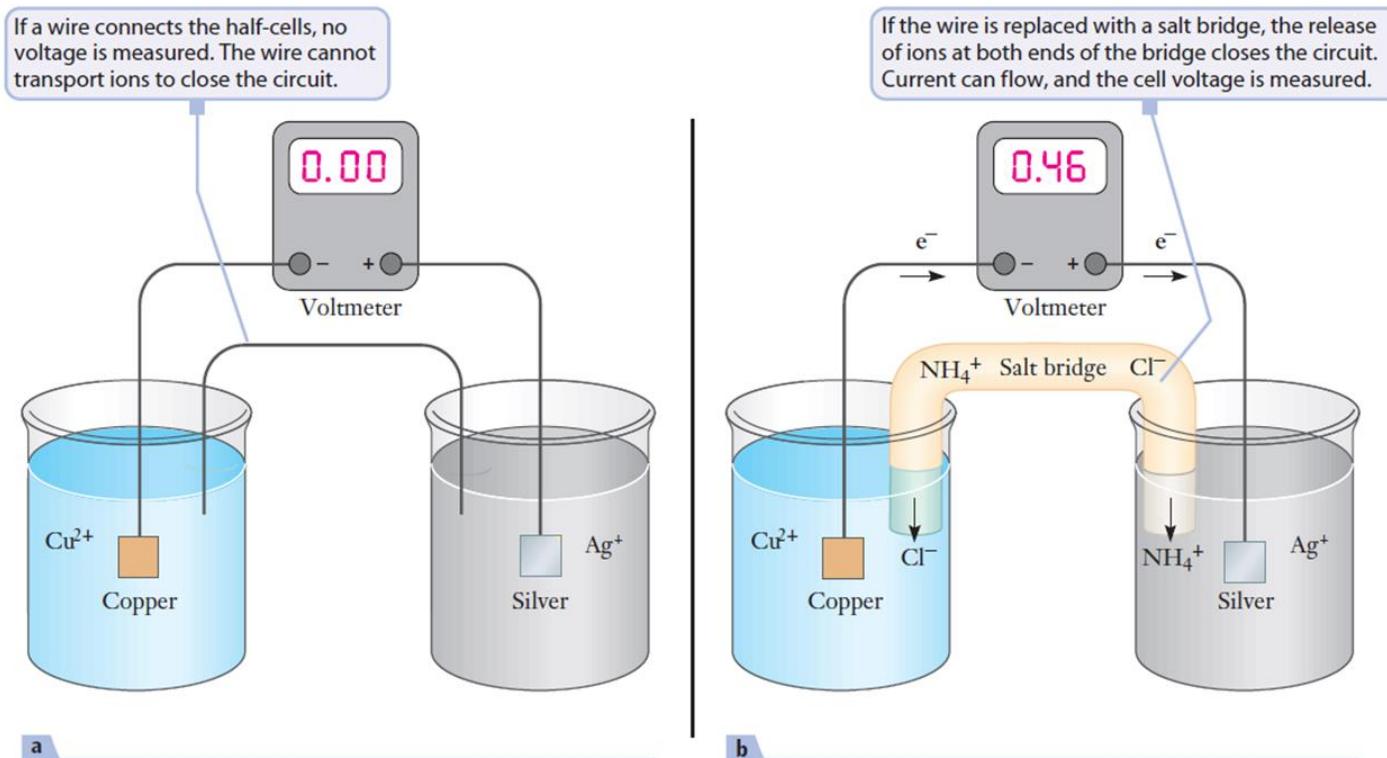
9. Untuk reaksi dalam suasana basa, tambahkan OH^- ke **dua sisi persamaan** sesuai jumlah H^+ yang tertera dalam persamaan



Reaksi redoks:

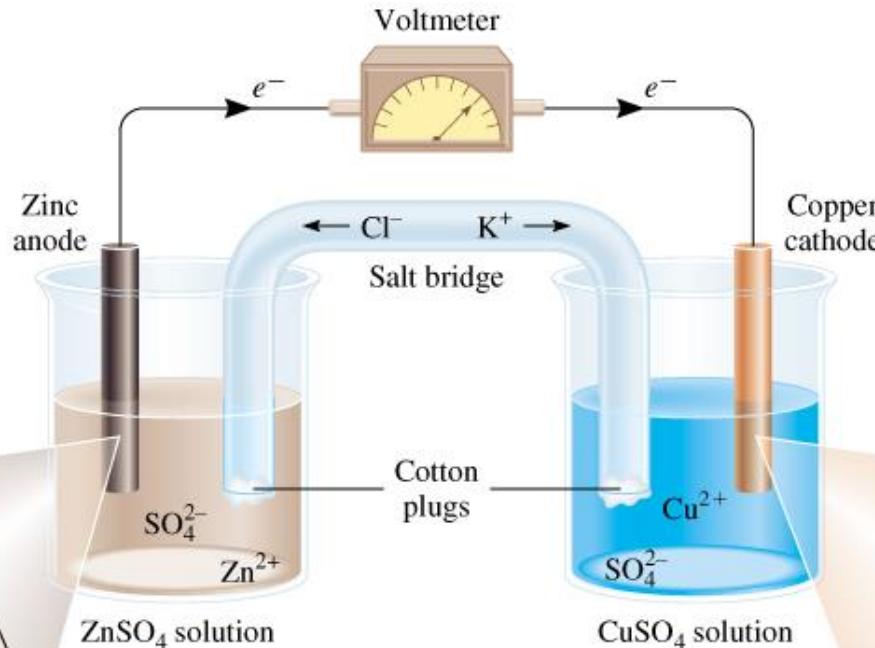


Bagaimana menyusun sel sel Galvani

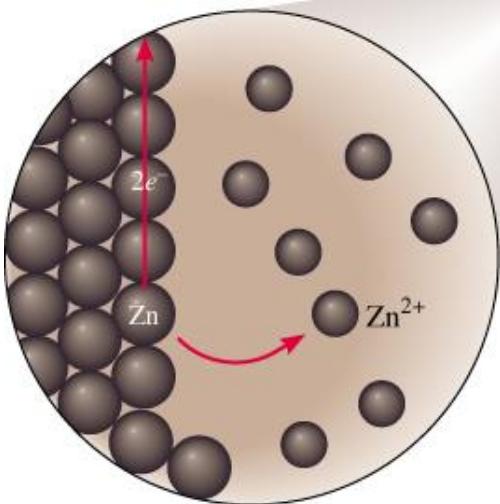


- **Jembatan garam PENTING** pada sel Galvani untuk mengalirkan ion-ion dan menjaga netralitas muatan
- Kawat tidak dapat mengalirkan ion-ion

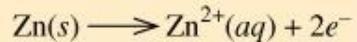
Sel Galvani



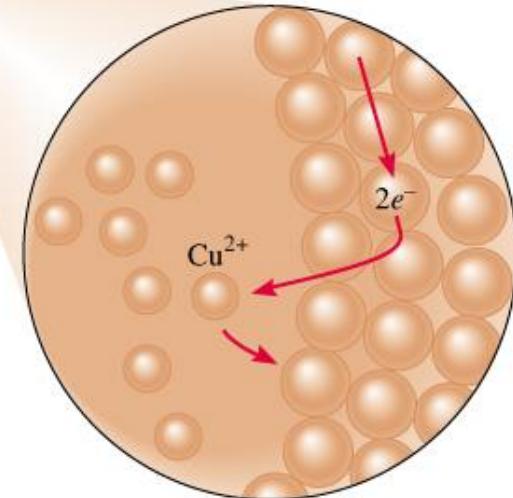
anoda
oksidasi



Zn is oxidized
to Zn²⁺ at anode.



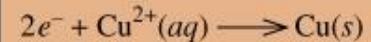
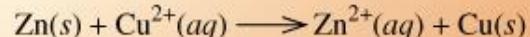
katoda
reduksi



Cu²⁺ is reduced
to Cu at cathode.

Reaksi redoks
spontan

Net reaction



Sel Galvani

Perbedaan potensial listrik antara katoda dan anoda disebut **potensial sel**

Electromotive force (emf)

= kerja maksimum yang dapat diperoleh dari sel elektrokimia

$$W_{\max} = qE$$

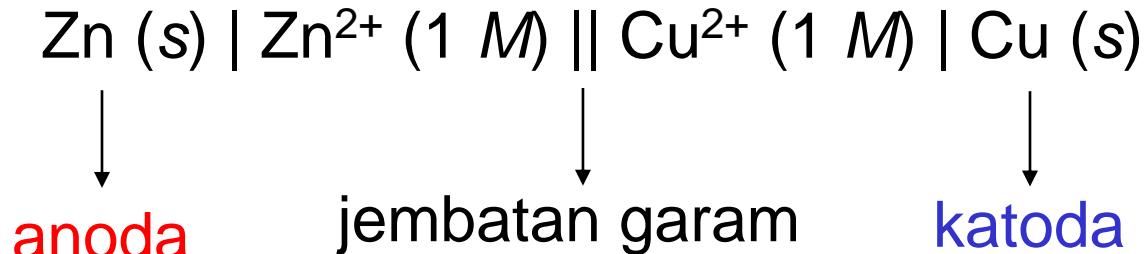
q = muatan

E = potensial sel

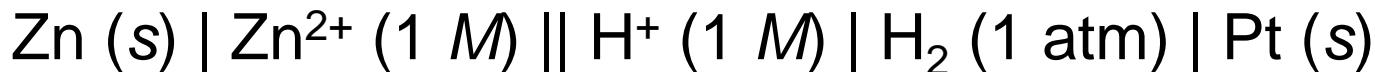
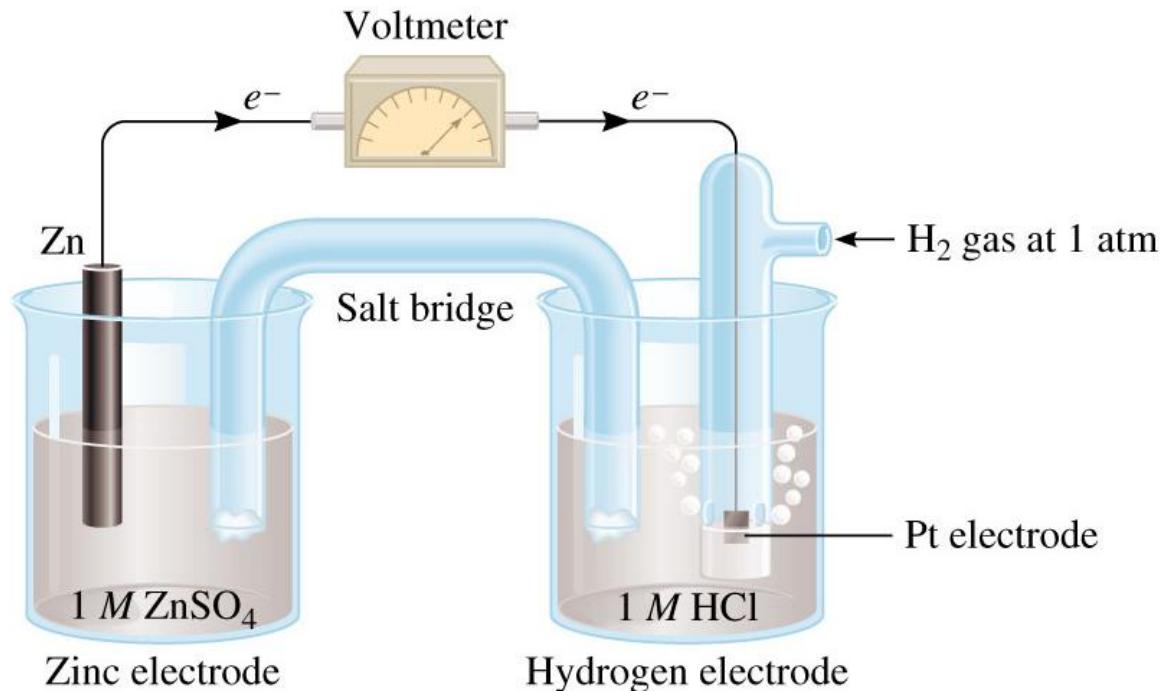


$$[\text{Cu}^{2+}] = 1 \text{ M} \& [\text{Zn}^{2+}] = 1 \text{ M}$$

Notasi sel:



Potensial Reduksi Standar



Anoda (oksidasi):

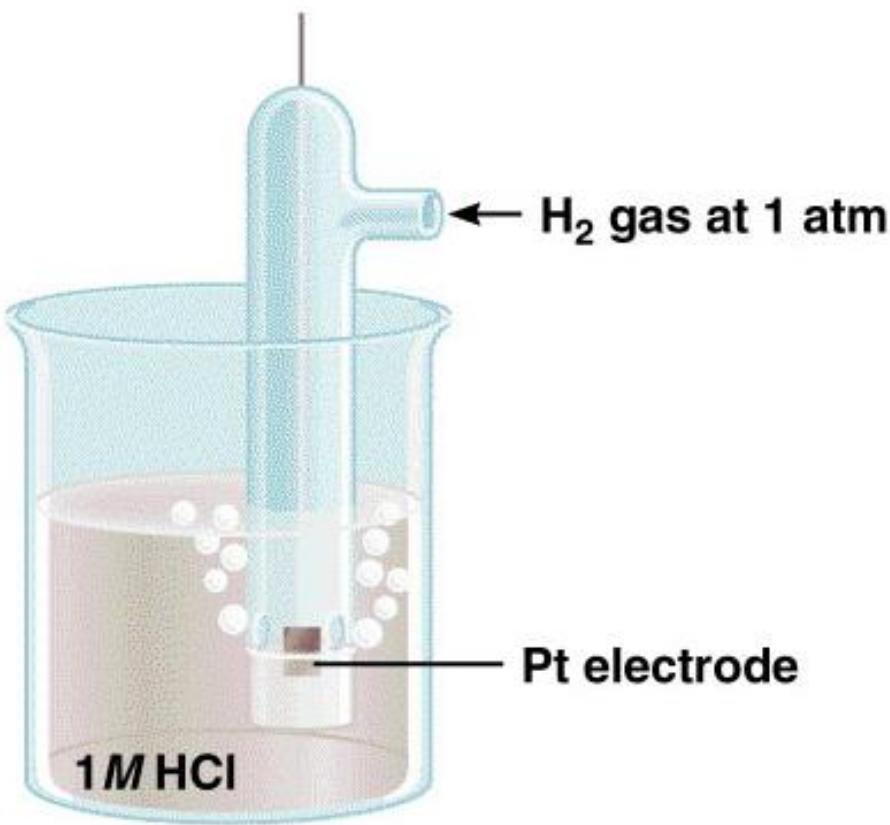


Katoda (reduksi):



Potensial Reduksi Standar

Potensial reduksi standar (E^0) adalah voltage yang terkait dengan **reaksi reduksi** pada suatu elektroda di mana semua larutan konsentrasinya **1 M** dan semua gas tekanannya **1 atm**.



Reaksi reduksi



$$E^0 = 0 \text{ V}$$

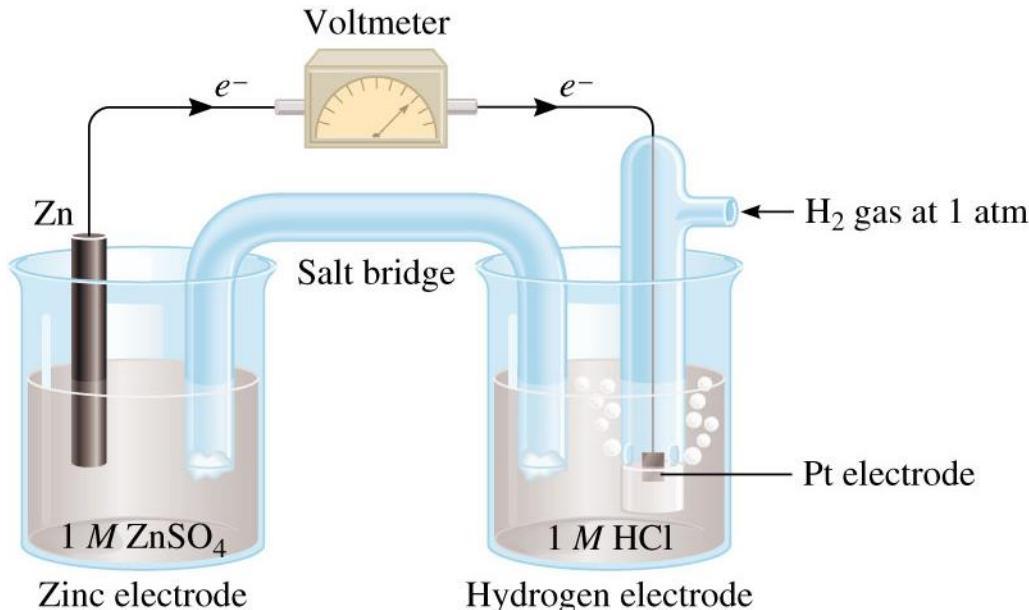
Pt electrode

1M HCl

Elektroda hidrogen standar (EHS)

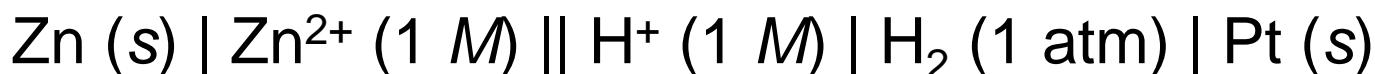
Potensial Reduksi Standar

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



Emf standar (E_{sel}^0)

$$E_{sel}^0 = E_{\text{katoda}}^0 - E_{\text{anoda}}^0$$



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

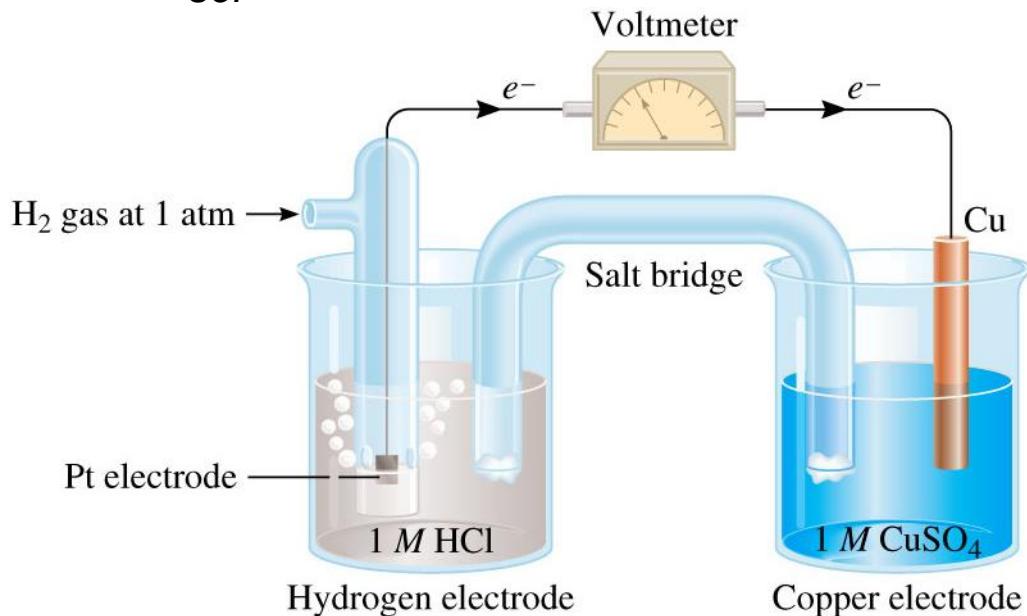
$$0,76 \text{ V} = 0 - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0$$

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ V}$$



Potensial Reduksi Standar

$$E_{sel}^0 = 0,34 \text{ V}$$



$$E_{sel}^0 = E_{\text{katoda}}^0 - E_{\text{anoda}}^0$$

$$E_{sel}^0 = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0$$

$$0,34 = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - 0$$

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ V}$$



Anoda (oksidasi):



Katoda (reduksi):

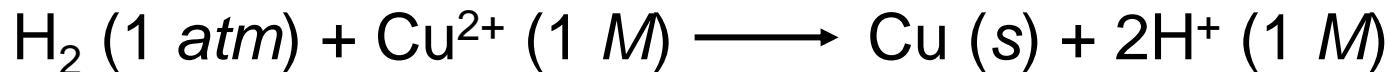


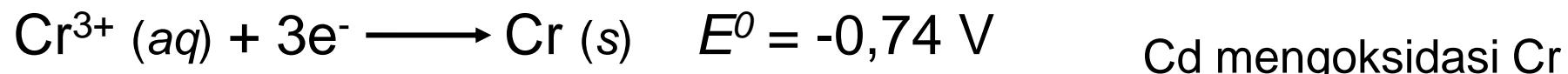
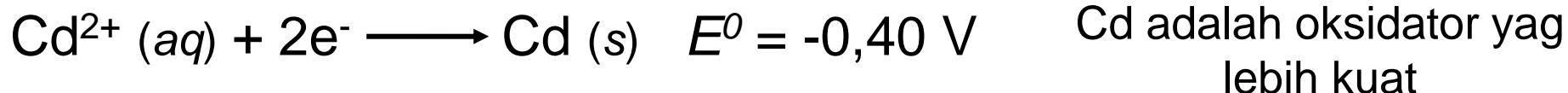
TABLE 19.1 Standard Reduction Potentials at 25°C*

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

Increasing strength as reducing agent

- E° reaksi adalah seperti yang tertulis
- Makin positif nilai E° , makin besar kecenderungan zat tsb. untuk direduksi
- Reaksi setengah sel sifatnya reversibel
- Tanda dari E° berubah bila reaksi dibalik arahnya
- Mengubah koefisien stoikiometri dari reaksi setengah sel tidak mengubah nilai E°

Hitung emf standar suatu sel elektrokimia yang disusun oleh elektroda Cd dalam larutan $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ 1 M dan elektroda Cr dalam larutan $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ 1 M



$$E_{\text{sel}}^0 = E_{\text{katoda}}^0 - E_{\text{anoda}}^0$$

$$E_{\text{sel}}^0 = -0,40 - (-0,74)$$

$$E_{\text{sel}}^0 = 0,34 \text{ V}$$

Kespongatan reaksi redoks

$$\Delta G = -nFE_{\text{sel}} \quad n = \text{jumlah mol elektron dalam reaksi}$$

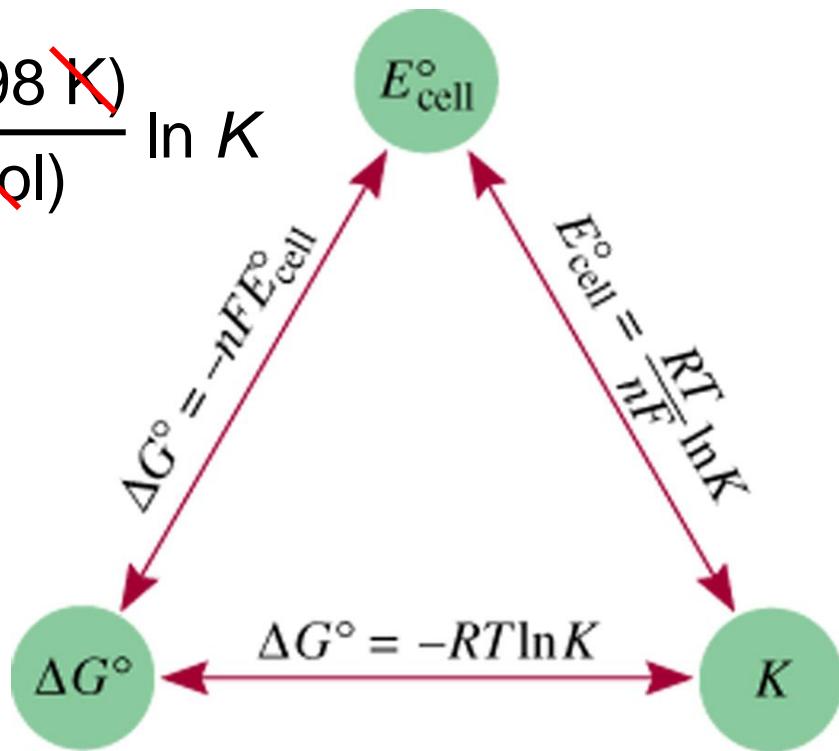
$$\Delta G^{\circ} = -nFE_{\text{sel}}^{\circ} \quad F = 96500 \frac{\text{J}}{\text{V} \cdot \text{mol}} = 96500 \text{ C/mol}$$

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K = -nFE_{\text{sel}}^{\circ}$$

$$E_{\text{sel}}^{\circ} = \frac{RT}{nF} \ln K = \frac{(8.314 \text{ J/K} \cdot \text{mol})(298 \text{ K})}{n (96,500 \text{ J/V} \cdot \text{mol})} \ln K$$

$$E_{\text{sel}}^{\circ} = \frac{0,0257 \text{ V}}{n} \ln K$$

$$E_{\text{sel}}^{\circ} = \frac{0,0592 \text{ V}}{n} \log K$$



Kesponsontanan reaksi redoks

TABLE 19.2

Relationships Among ΔG° , K , and E_{cell}°

ΔG°	K	E_{cell}°	Reaction Under Standard-State Conditions
Negative	>1	Positive	Favors formation of products.
0	$=1$	0	Reactants and products are equally favored.
Positive	<1	Negative	Favors formation of reactants.

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K = -nFE_{\text{sel}}^\circ$$

Hitung tetapan kesetimbangan reaksi ini pada 25°C?



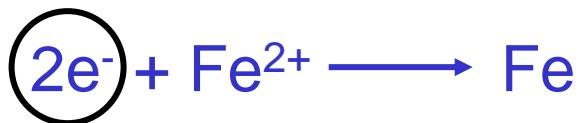
$$E_{\text{sel}}^0 = \frac{0,0257 \text{ V}}{n} \ln K$$

Oksidasi:



$$n = 2$$

Reduksi:



$$E^0 = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 - E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0$$

$$E^0 = -0,44 - (0,80)$$

$$E^0 = -1,24 \text{ V}$$

$$K = \text{eksp} \left[\frac{E_{\text{sel}}^0 \times n}{0,0257 \text{ V}} \right] = \text{eksp} \left[\frac{-1,24 \text{ V} \times 2}{0,0257 \text{ V}} \right]$$

$$K = 1,23 \times 10^{-42}$$

Pengaruh konsentrasi pada E_{sel}

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln Q \quad \Delta G = -nFE \quad \Delta G^0 = -nFE^0$$

$$-nFE = -nFE^0 + RT \ln Q$$

Persamaan *Nernst*

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

Pada 298 K

$$E = E^0 - \frac{0,0257 \text{ V}}{n} \ln Q$$

$$E = E^0 - \frac{0,0592 \text{ V}}{n} \log Q$$

Apakah reaksi ini berjalan secara spontan pada 25°C bila $[Fe^{2+}] = 0,60\ M$ dan $[Cd^{2+}] = 0,010\ M$?



Oksidasi:



$$n = 2$$

Reduksi: $2e^- + Fe^{2+} \longrightarrow 2Fe$

$$E^0 = E_{Fe^{2+}/Fe}^0 - E_{Cd^{2+}/Cd}^0$$

$$E^0 = -0,44 - (-0,40)$$

$$E^0 = -0,04\ V$$

$$E = E^0 - \frac{0,0257\ V}{n} \ln Q$$

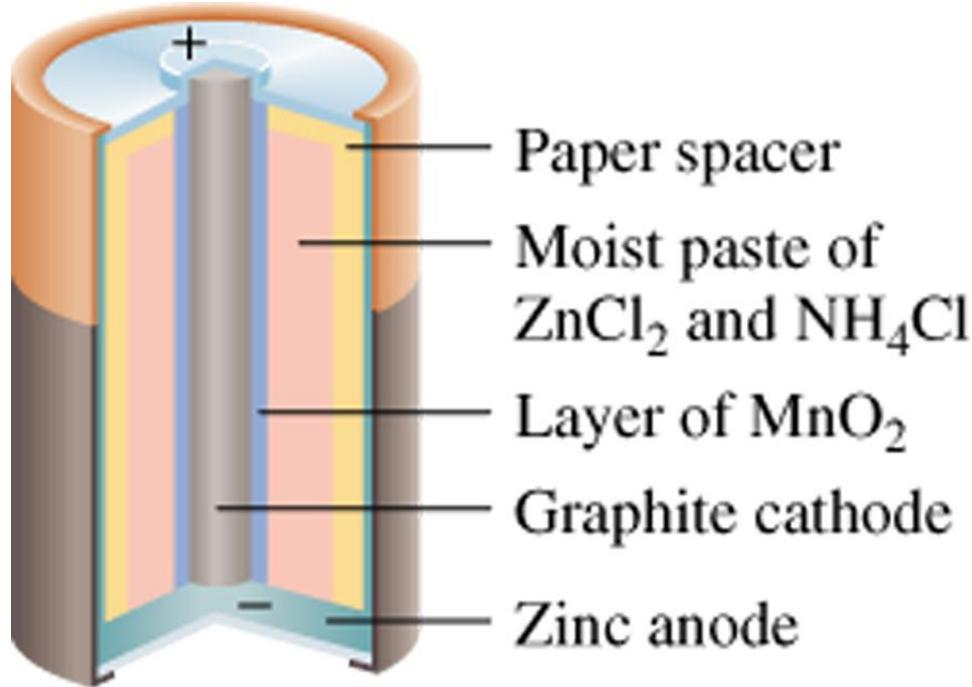
$$E = -0,04\ V - \frac{0,0257\ V}{2} \ln \frac{0,010}{0,60}$$

$$E = 0,013$$

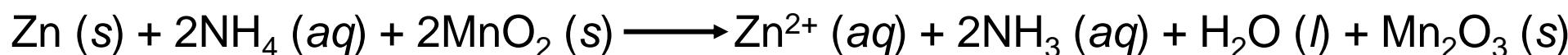
$E > 0$ Spontan

Batre

Sel kering
Sel Leclanché

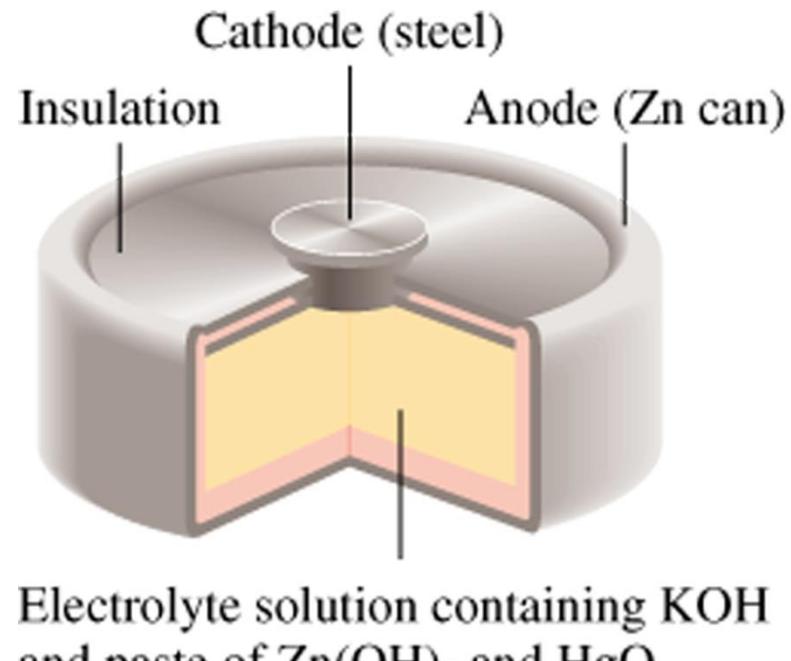


Anoda:

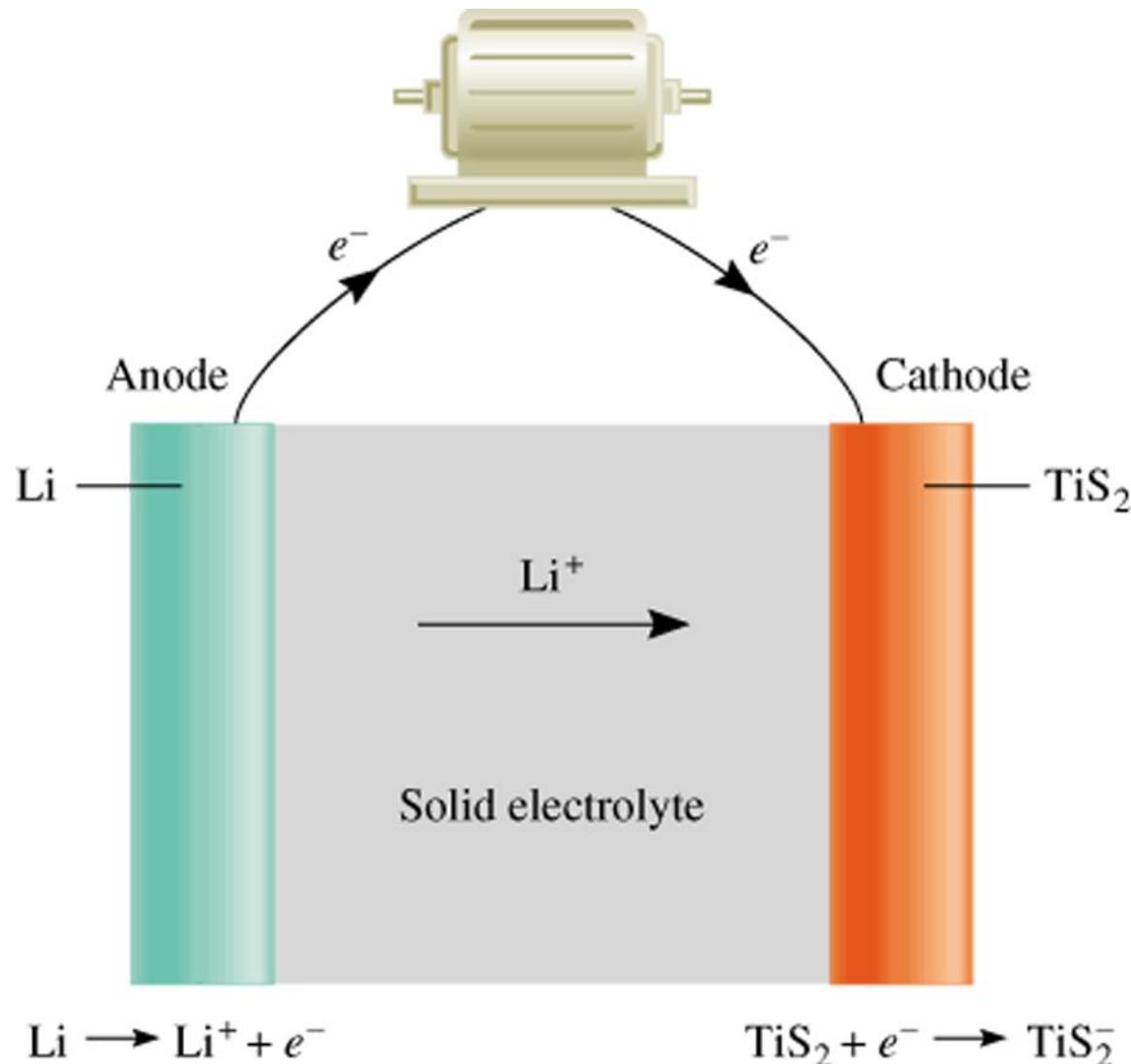


Batere

Batere Merkuri

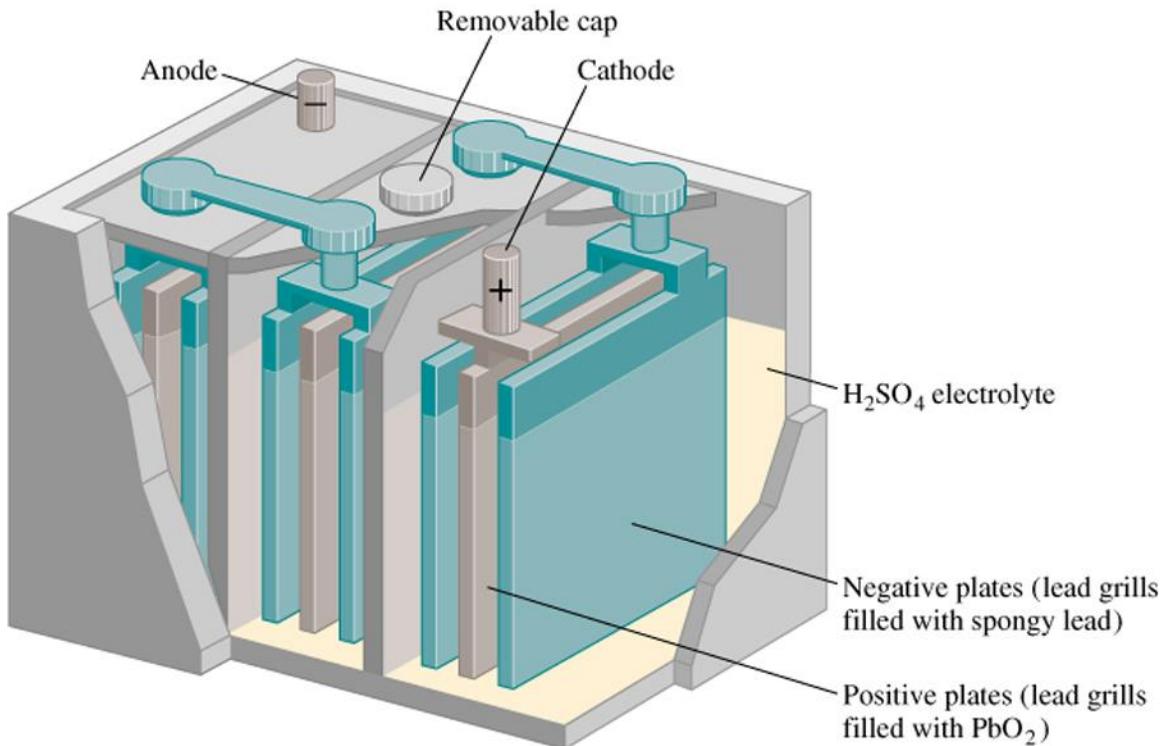


Batere

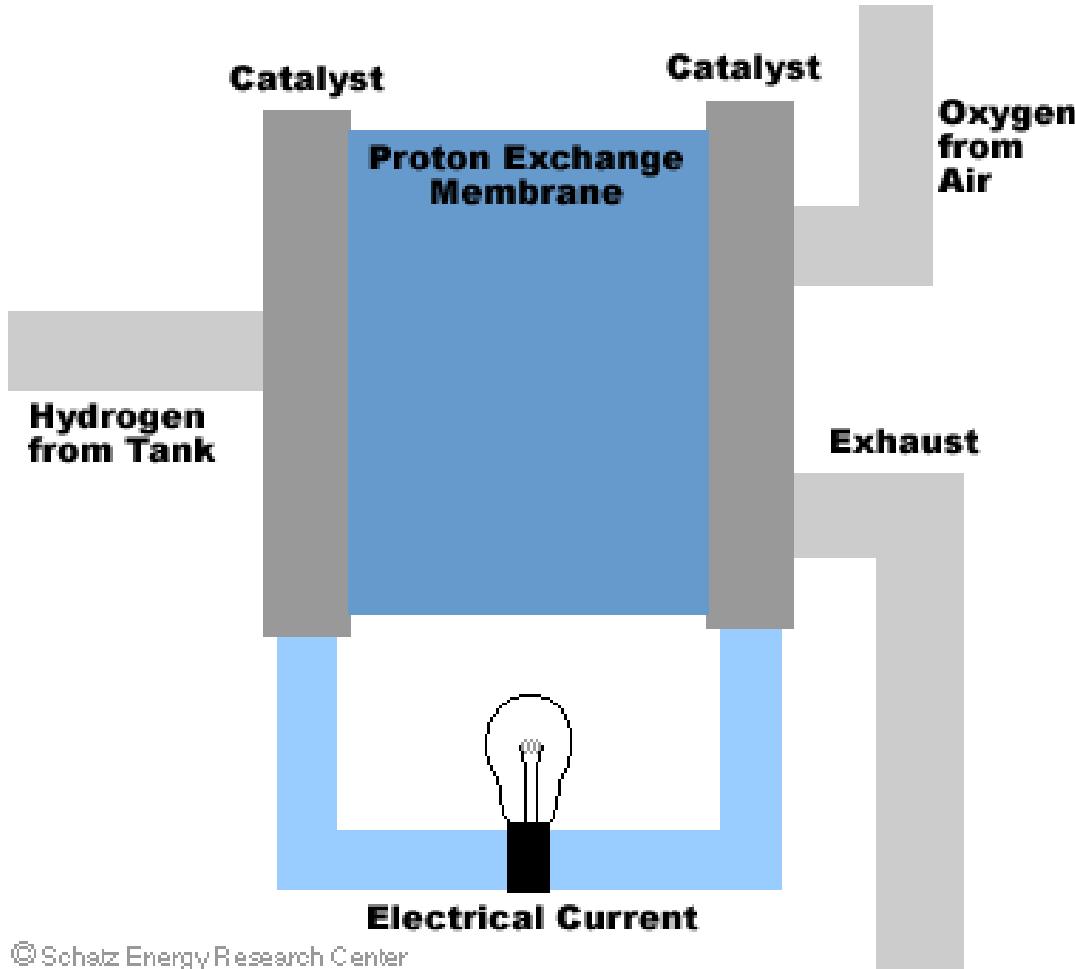


Batere Litium fasa padat

Aki Timbal



Sel bahan bakar (*fuel cell*)



Reaksi pada **anoda**:



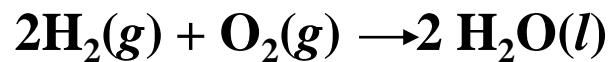
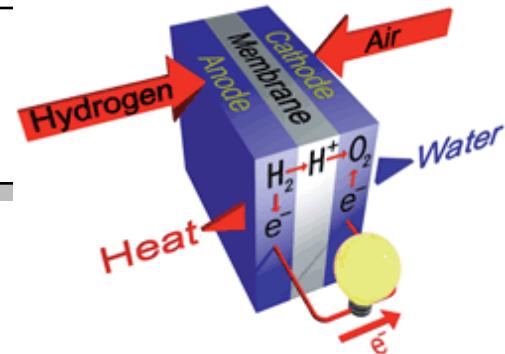
Reaksi pada **katoda**:



Reaksi keseluruhan:



PEMFC (*Proton Exchange Membrane Fuel Cell*)



$$E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{O_2/OH^-} - E^\circ_{H_2O/H_2}$$

$$= 0.401 \text{ V} - (-0.828 \text{ V}) = 1.228 \text{ V}$$

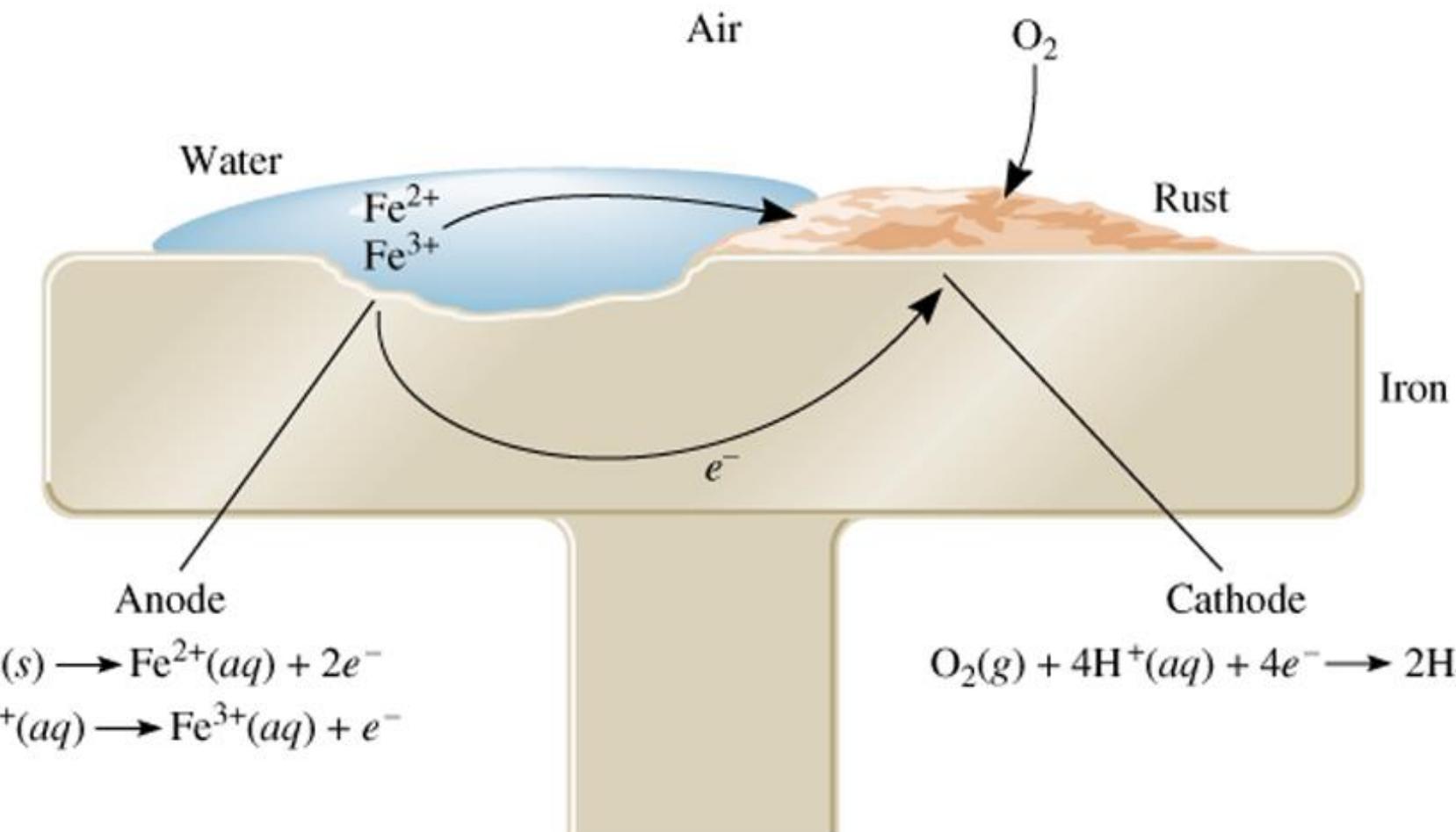


$$E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{O_2/H_2O} - E^\circ_{CH_3OH/CO_2}$$

$$= 1.23 \text{ V} - 0.046 \text{ V} = 1.184 \text{ V}$$

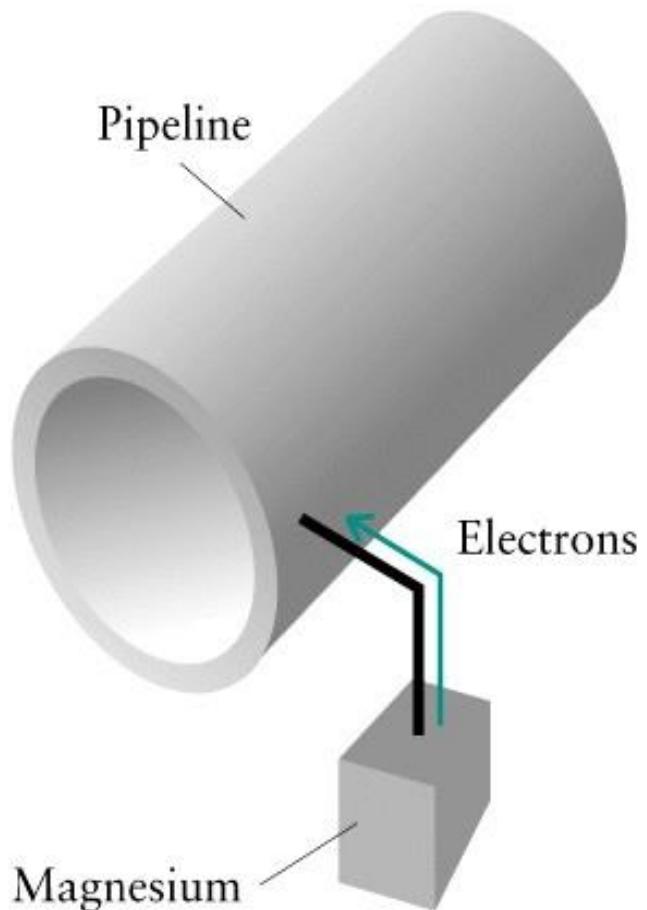
DMFC (*Direct Methanol Fuel Cell*)

Korosi

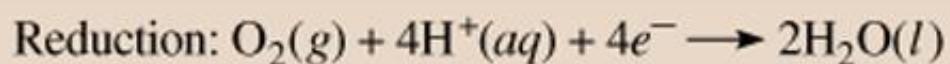
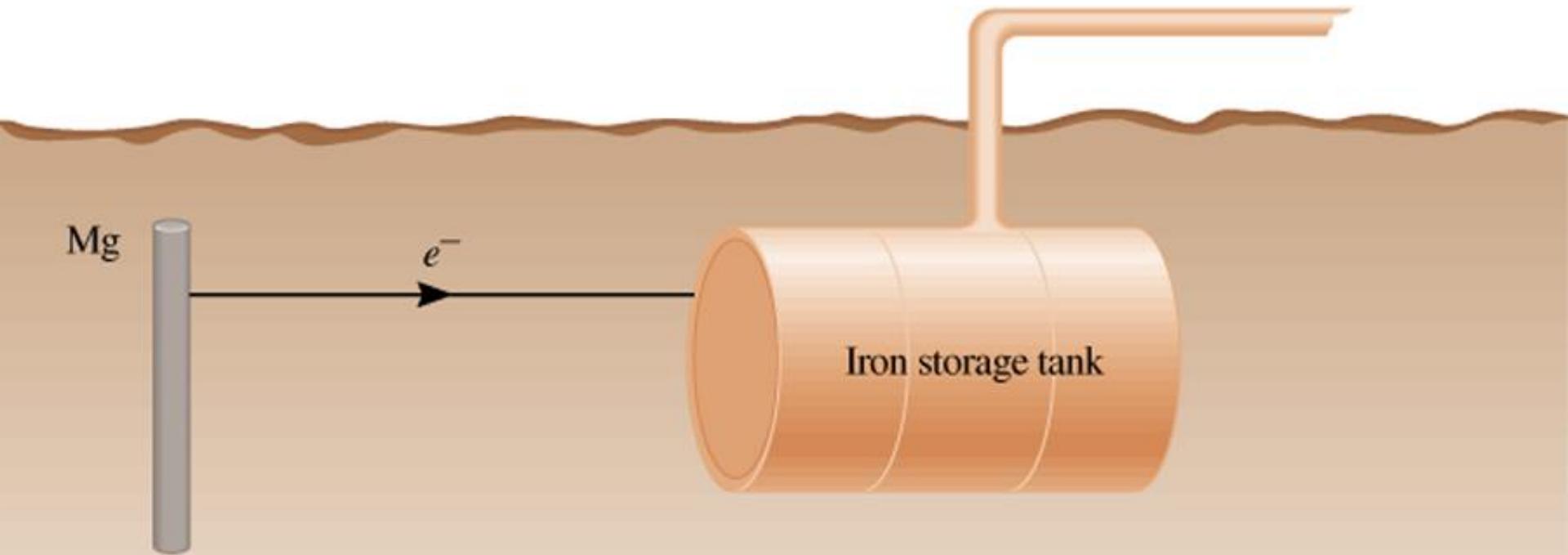


PROTEKSI/PERLINDUNGAN KATODIK

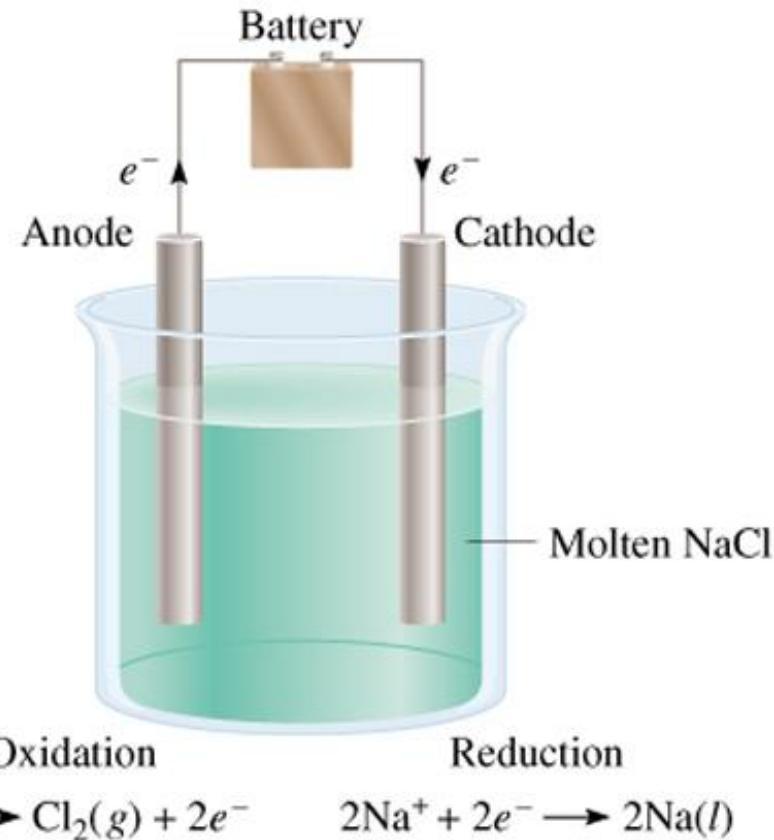
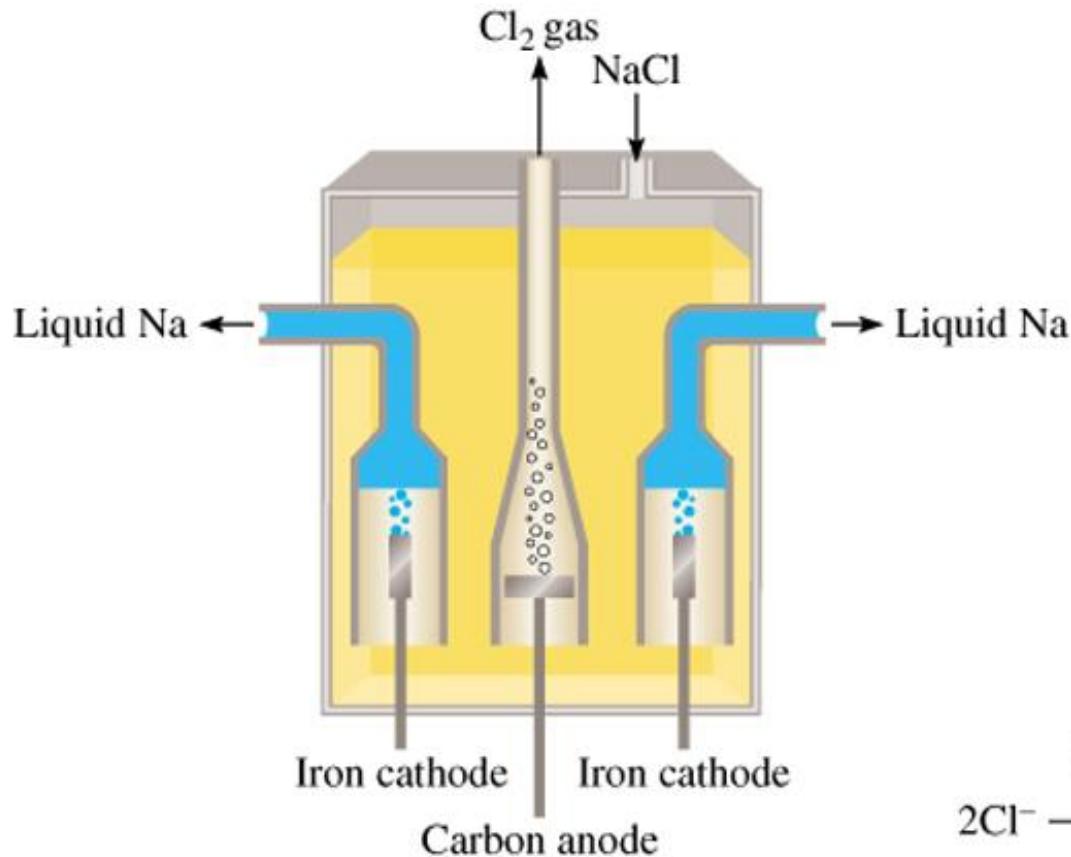
Benda yang dilindungi dihubungkan dengan logam yang lebih mudah teroksidasi seperti Mg atau Zn. Logam yang dikorbankan tersebut berfungsi sebagai anoda yang memberikan elektron ke pipa besi yang berfungsi sebagai katoda.



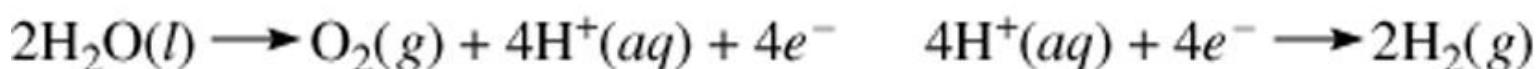
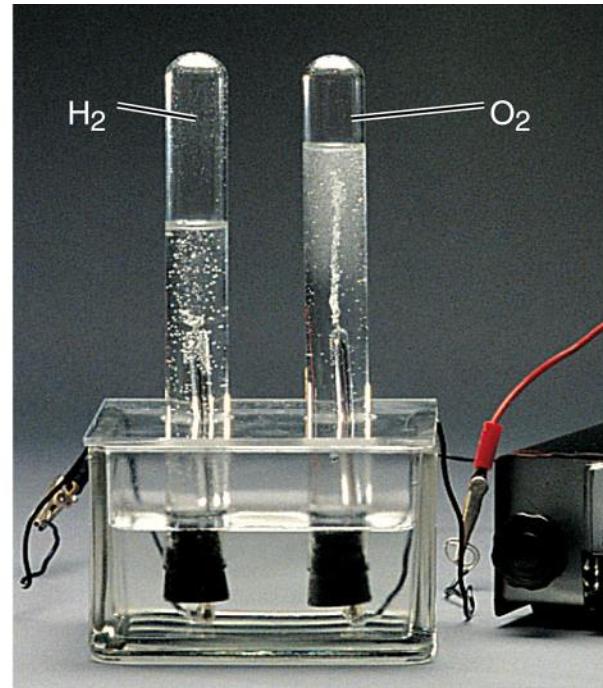
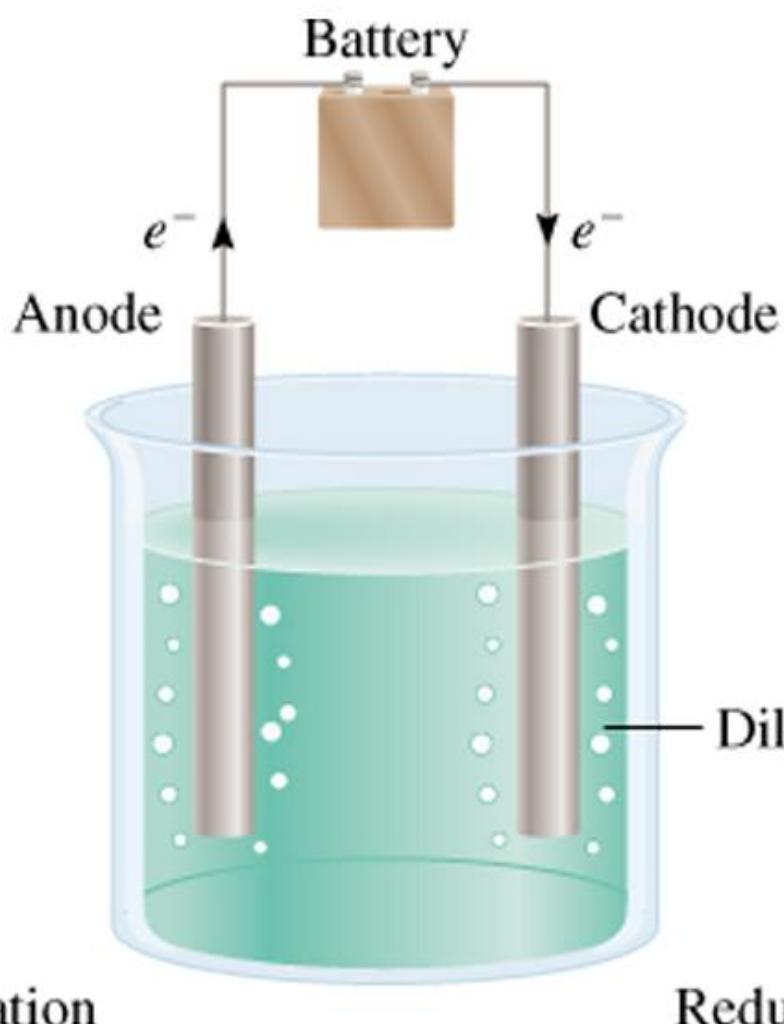
Perlindungan katodik untuk melindungi pipa besi

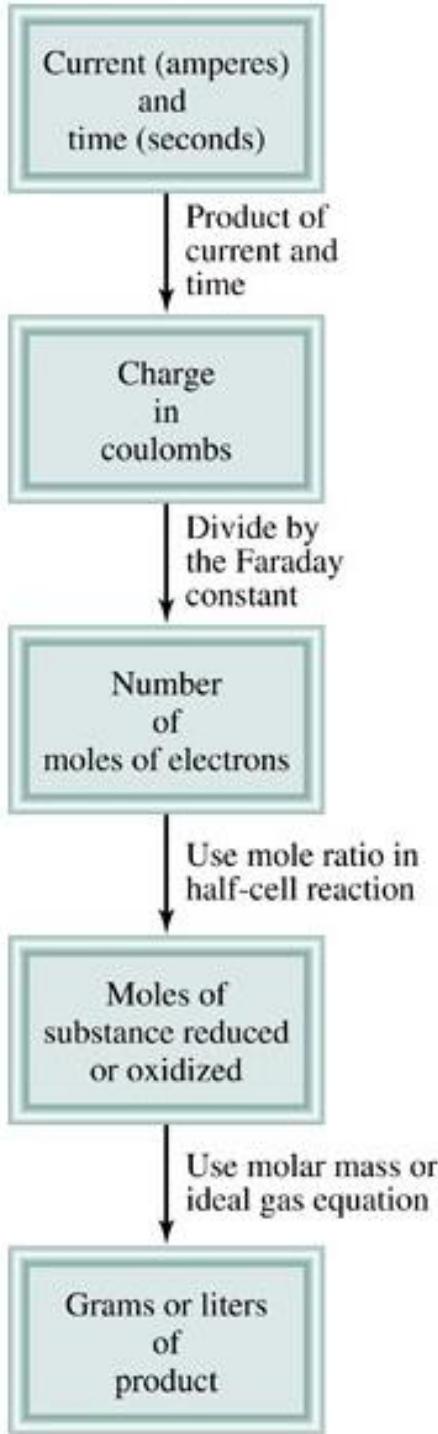


Elektrolisis adalah proses di mana energi listrik digunakan untuk menjalankan reaksi kimia yang **tidak spontan**.



Elektrolisis Air





Elektrolisis & perubahan massa

muatan (C) = arus (A) x waktu (s)

$$1 \text{ mol } e^- = 96500 \text{ C}$$

Berapa jumlah Ca yang dihasilkan dalam sel elektrolisis lelehan CaCl_2 bila arus sebesar 0,452 A dilewatkan ke dalam sel tersebut selama 1,5 jam?

Anoda:



Katoda:



$$2 \text{ mol e}^- = 1 \text{ mol Ca}$$

$$\text{mol Ca} = 0,452 \frac{\cancel{\text{C}}}{\cancel{\text{s}}} \times 1,5 \cancel{\text{hr}} \times 3600 \frac{\cancel{\text{s}}}{\cancel{\text{hr}}} \times \frac{1 \text{ mol e}^-}{96500 \cancel{\text{C}}} \times \frac{1 \text{ mol Ca}}{2 \text{ mol e}^-}$$

$$= 0,0126 \text{ mol Ca}$$

$$= 0,50 \text{ g Ca}$$

Elektrolisa larutan K_2SO_4

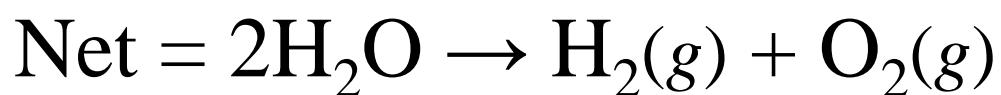
- Apa yang terbentuk di katoda dan anoda ?
 - Cek data potential reduksi
- Katoda
 - $\text{K}^+(aq) + \text{e}^- \rightarrow \text{K}(s)$ $E^\circ = -2.92 \text{ V}$
 - $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(g) + 2\text{OH}^-(aq)$ $E^\circ = -0.83 \text{ V}$
 - **H_2O lebih mudah direduksi daripada K^+**
- Anoda
 - $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(aq) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$ $E^\circ = +2.01 \text{ V}$
 - $\text{O}_2(g) + 4\text{H}^+(aq) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ $E^\circ = +1.23 \text{ V}$
 - $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ lebih mudah direduksi daripada O_2
 - Jadi **H_2O lebih mudah teroksidasi daripada SO_4^{2-}**

- **Hitung E°_{sel}**
 - Seandainya reaksi K^+ dan $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$
- $\text{K}^+(aq) + \text{e}^- \rightarrow \text{K}(s)$
- $2\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-}(aq) + 2\text{e}^-$
 - $E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{K}^+} - E^\circ_{\text{S}_2\text{O}_8^{2-}} = -2.92 \text{ V} - (+2.01 \text{ V})$
 - $E^\circ_{\text{sel}} = \textcolor{red}{-4.93 \text{ V}}$
- **Reaksi H_2O menjadi H_2 dan O_2**
- $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(g) + 2\text{OH}^-(aq)$
- $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2(g) + 4\text{H}^+(aq) + 4\text{e}^-$
 - $E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{H}_2\text{O}} - E^\circ_{\text{O}_2} = -0.83 \text{ V} - (+1.23 \text{ V})$
 - $E^\circ_{\text{sel}} = \textcolor{red}{-2.06 \text{ V}}$
- Jadi **reaksi ini menggunakan energi yang lebih rendah**

- Reaksi yang terjadi



2



~~4H₂O~~

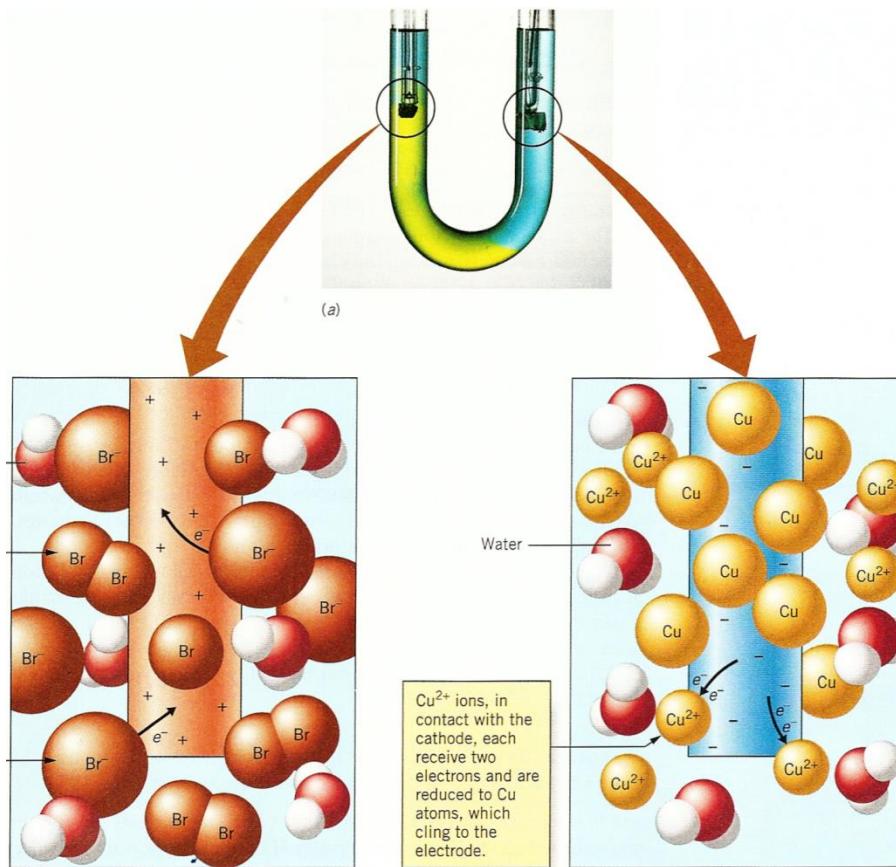
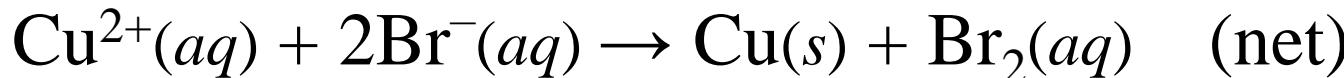
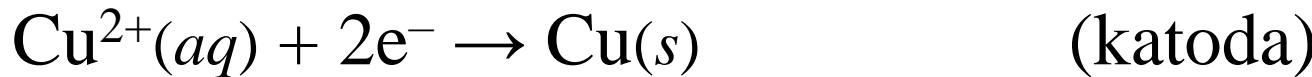
- Apa peran K_2SO_4 ?

- K_2SO_4 adalah elektrolitnya → bila tidak ada elektrolit tersebut, elektrolisa tidak berjalan
- Ion K^+ dan SO_4^{2-} menjaga kesetimbangan muatan di tiap elektroda

Elektrolisis larutan CuBr₂

- Reaksi pada katoda:
 - Cu²⁺(aq) + 2e⁻ → Cu(s) E° = +0.34 V
 - 2H₂O + 2e⁻ → H₂(g) + 2OH⁻(aq) E° = - 0.83 V
- E°_{Cu²⁺} lebih positif → Cu²⁺ lebih mudah tereduksi di katoda
- Reaksi pada anoda
 - Br₂(aq) + 2e⁻ → 2Br⁻(aq) E° = +1.07 V
 - O₂(g) + 4H⁺(aq) + 4e⁻ → 2H₂O E° = +1.23 V
- E°_{O₂} lebih positif → O₂ lebih mudah tereduksi
- Jadi Br⁻ lebih mudah teroksidasi

- Reaksi yang terjadi



- CATATAN:

Hasil elektrolisis larutan NaCl dengan elektroda Pt membentuk Cl_2 di anoda (BUKAN O_2 seperti berdasarkan data potensial reduksi standar!!!) karena:

Sifat elektroda dan antaraksinya dengan O_2 menyebabkan nilai potensial lebih (*overvoltage*) yang sangat tinggi

→ Kadang prediksi dari nilai potensial reduksi standar tidak sesuai dengan hasil eksperimen

Elektrolisis:

Bila ada beberapa reaksi yang berkompetisi di anoda atau katoda:

KATODA:

Pilih reaksi yang mempunyai potensial reduksi standar yang **PALING POSITIF** (*most positive*)

ANODA:

Pilih reaksi yang mempunyai potensial reduksi standar yang **PALING NEGATIF** (*least positive*)

Aplikasi praktis elektrolisis

Electroplating

- Masukkan garpu dan batang perak dalam bak berisi larutan AgCN
- Atur potensial sel sehingga proses elektrolisis dapat berlangsung
- Ag melarut dari anoda Ag
- Ag mengendap pada permukaan garpu

