



**UNIVERSITAS
PANCASILA**
"A PLACE TO CREATE YOUR SUCCESS"



MATA KULIAH KIMIA

ELEKTROKIMIA



Dosen Pengampu :
Dr. apt. Liliek Nurhidayati, M.Si.

Program Studi Teknik Industri
Fakultas Teknik Universitas Pancasila
Semester
Gasal 2025/2026

Elektrokimia adalah cabang kimia yang berkaitan dengan interkonversi energi listrik dan energi kimia

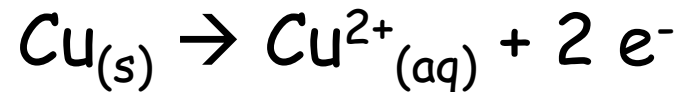
Cakupan :

1. Konsep Oksidasi- Reduksi
2. Sel Elektrokimia dan Jenis-jenis sel elektrokimia
3. Termodinamika Sel Elektrokimia
4. Pemanfaatan Sel Elektrokimia

1. Konsep Oksidasi-Reduksi

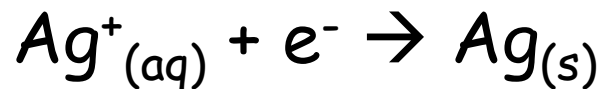
Oksidasi (oks)

Proses di mana suatu atom, ion atau molekul melepaskan elektron.



Reduksi (red)

Proses di mana suatu atom, ion atau molekul menerima elektron



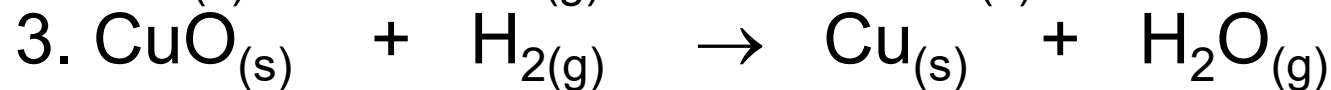
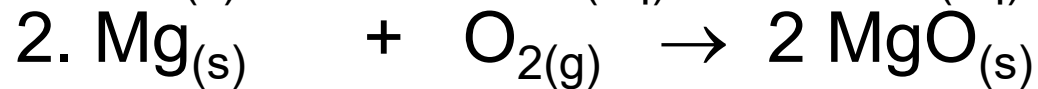
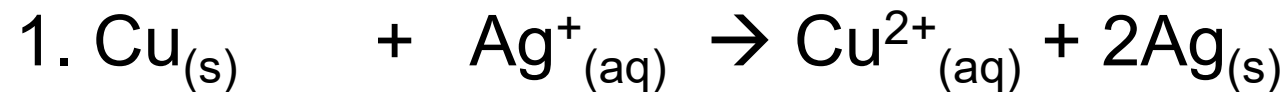
Reaksi redoks:

terjadi transfer elektron dari zat ke zat lain atau terjadi perubahan bilangan oksidasi.

donor elektron → zat pereduksi (reduktan)

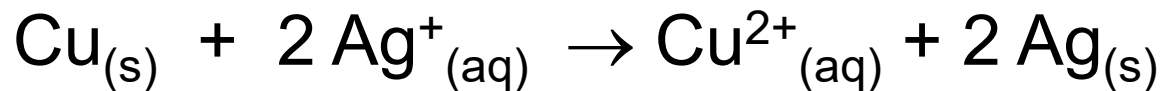
akseptor elektron → zat pengoksidasi (oksidan)

Contoh:

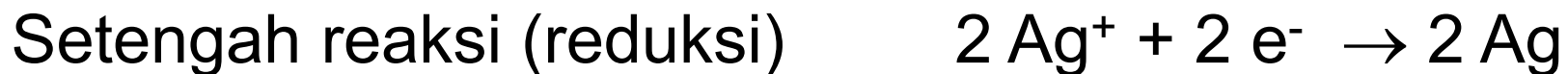


Redoks = jumlah dari dua **setengah reaksi**

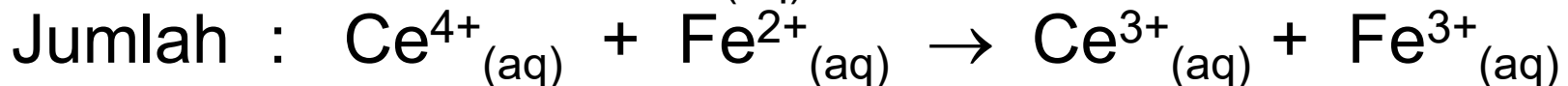
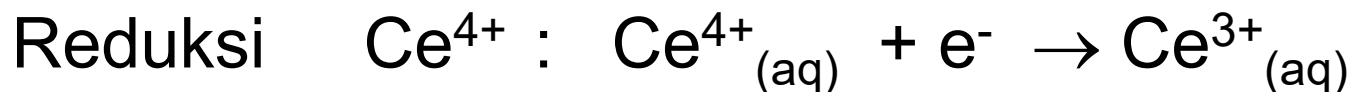
Contoh 1:



Dapat ditulis:

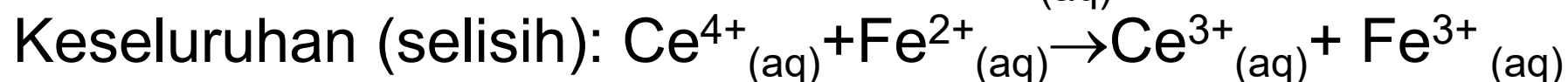
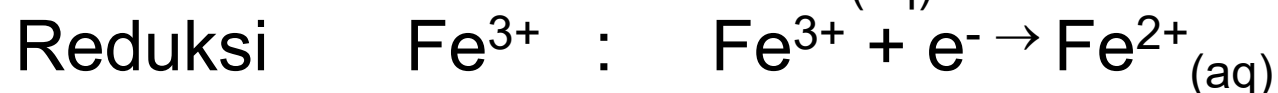


Contoh 2:



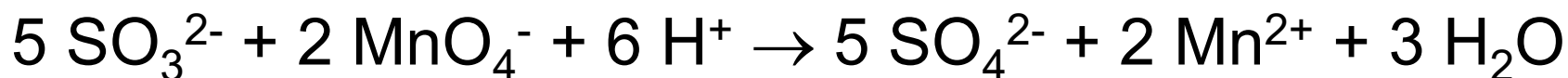
→ reduksi ion Ce^{4+} oleh Fe^{2+} sebagai jumlah dari dua **setengah reaksi**

Secara umum untuk menulis semua **setengah reaksi** sebagai reduksi dan kemudian secara keseluruhan perbedaan keduanya adalah reaksi redoks



Zat yang tereduksi dan teroksidasi di dalam setengah reaksi membentuk pasangan redoks $\rightarrow$ oks/red

- Untuk reaksi yang rumit:



$\rightarrow$ dianalisis menggunakan konsep bilangan oksidasi

Contoh reaksi redoks Fe^{2+} oleh ion bikromat ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)

Tahap 1. Tuliskan persamaan reaksi dalam bentuk ion



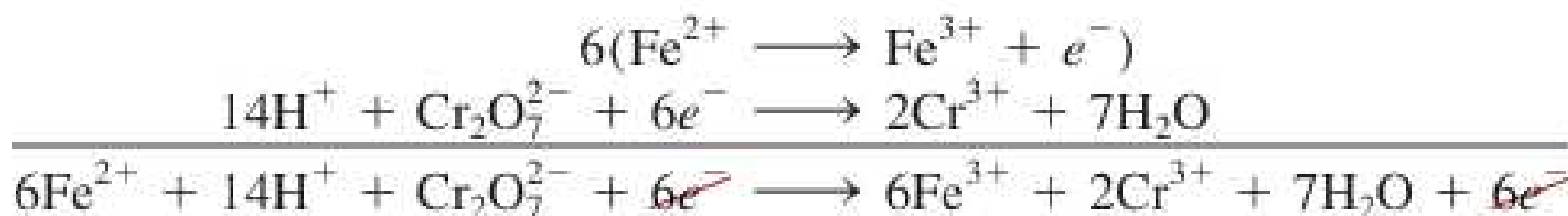
Tahap 2. Pisahkan menjadi dua setengah reaksi



Tahap 3. Seimbangkan masing-masing setengah reaksi dari sisi jumlah dan muatan. Untuk reaksi dalam medium asam, tambahkan H_2O untuk menyeimbangkan atom O dan H^+ untuk atom H



Tahap 4. Gabungkan dua setengah reaksi dan persamaan akhir.
Elektron pada dua sisi harus dihilangkan. Bila elektronnya tidak sama, setarakan dengan bilangan pengali



Tahap 5. Verifikasi persamaan mengandung jenis dan jumlah atom serta muatan yang sama pada kedua sisi

2. Sel Elektrokimia dan jenis-jenisnya

Reaksi elektrokimia

- semua reaksi yang tergolong ke dalam reaksi elektronik → melibatkan perpindahan elektron

Sel elektrokimia

alat yang bisa digunakan untuk mengubah energi kimia menjadi energi listrik

terdiri dari dua elektrode:

- anoda (terjadi reaksi oksidasi)
- katoda (terjadi reaksi reduksi)

Reaksi pada anoda (oksidasi): $\text{Red1} \rightarrow \text{oks1} + \text{ve}^-$

Reaksi pada katoda (reduksi): $\text{Oks2} + \text{ve}^- \rightarrow \text{Red2}$

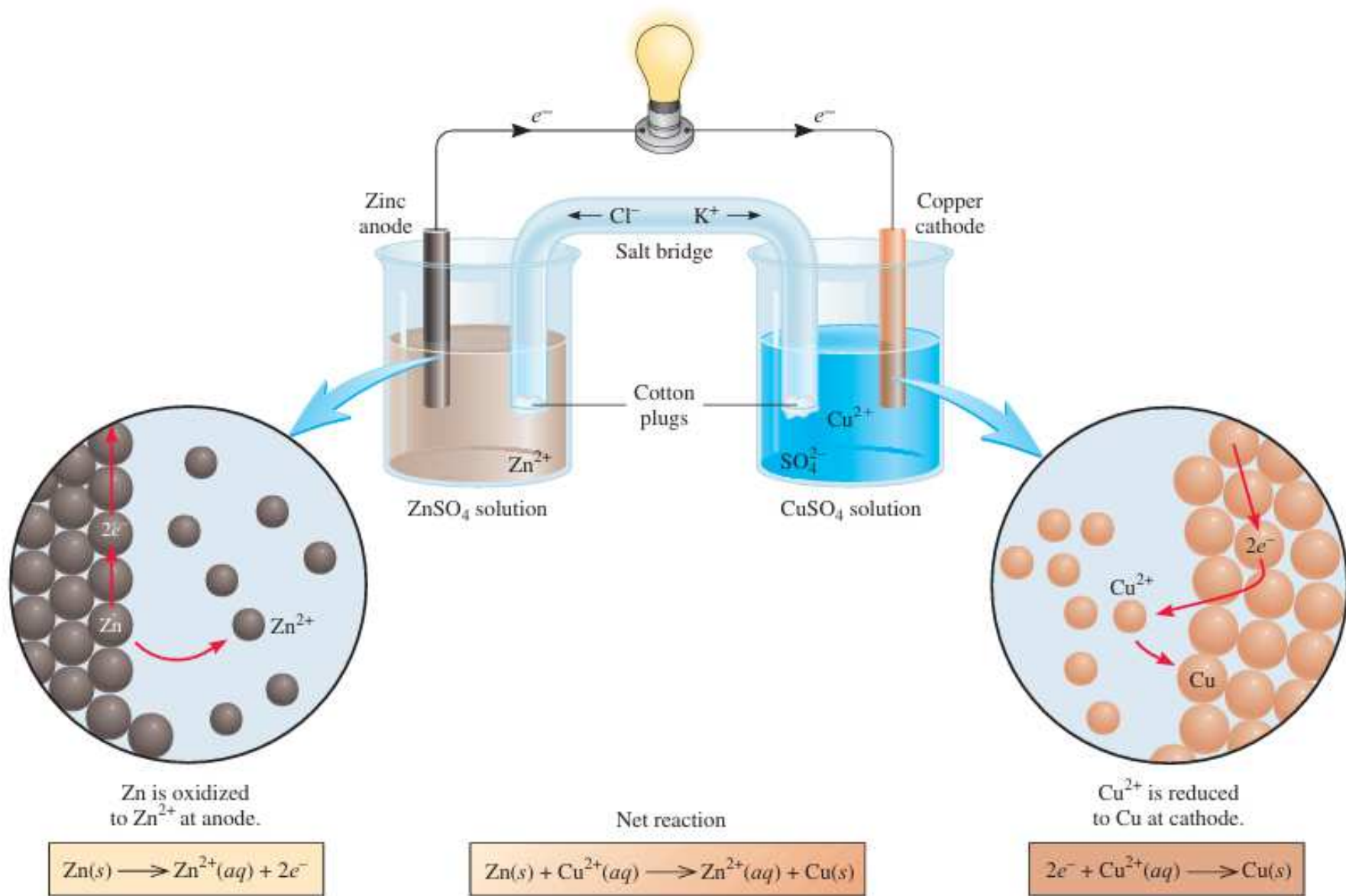
Sel elektrokimia :

merupakan rangkaian tunggal dari dua elektrode dan suatu elektrolit yang mampu menghasilkan energi listrik karena terjadi reaksi kimia di dalam sel atau penghasil reaksi kimia karena lintasan listrik melalui sel.

Sel terdiri dari dua elektrode konduktor logam yang dicelupkan ke dalam elektrolit konduktor ion.

Elektrode dan elektrolit membentuk kompartemen elektrode. Kedua elektrode dapat menempati kompartemen yang sama.

Jika elektrolit berbeda, kedua kompartemen dapat dihubungkan dengan jembatan garam yaitu larutan elektrolit yang melengkapi sirkuit dan memungkinkan sel itu berfungsi.



Gambar sel Daniell

Setengah reaksi: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$

$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$

Reaksi total: $\text{Zn}(s) + \text{Cu}^{2+}(aq) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + \text{Cu}(s)$

Dua elektroda:

- anoda terjadi **setengah reaksi** oksidasi (melepaskan e^-)
- katoda terjadi **setengah reaksi** reduksi (menerima e^-)

Kedua setengah reaksi dipisahkan agar aliran listrik (elektron) yang ditimbulkan dapat digunakan.

Salah satu faktor yang mencirikan sel adalah gaya gerak listrik (GGL) atau perbedaan potensial listrik antara anoda dan katoda.

Satuan GGL = volt

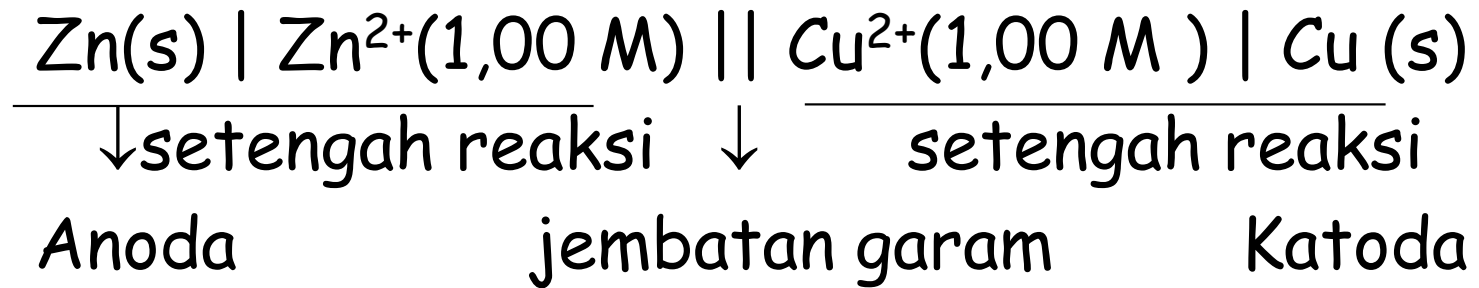
Apabila muatan 1 coulomb dilewatkan pada perbedaan potensial 1 volt akan dihasilkan energi sebesar 1 joule

$$1 \text{ joule} = 1 \text{ volt} \times 1 \text{ coulomb}$$

Beda potensial sebagai akibat pertemuan dua cairan elektrolit dieliminasi dengan menggunakan jembatan garam.

Jembatan garam biasanya terbuat dari kertas saring yang direndam dalam larutan elektrolit seperti NH_4NO_3 atau KCl

Cara lain untuk menggambarkan sel elektrokimia adalah dengan diagram sel



Sel elektrokimia:

a. **Sel Galvani**

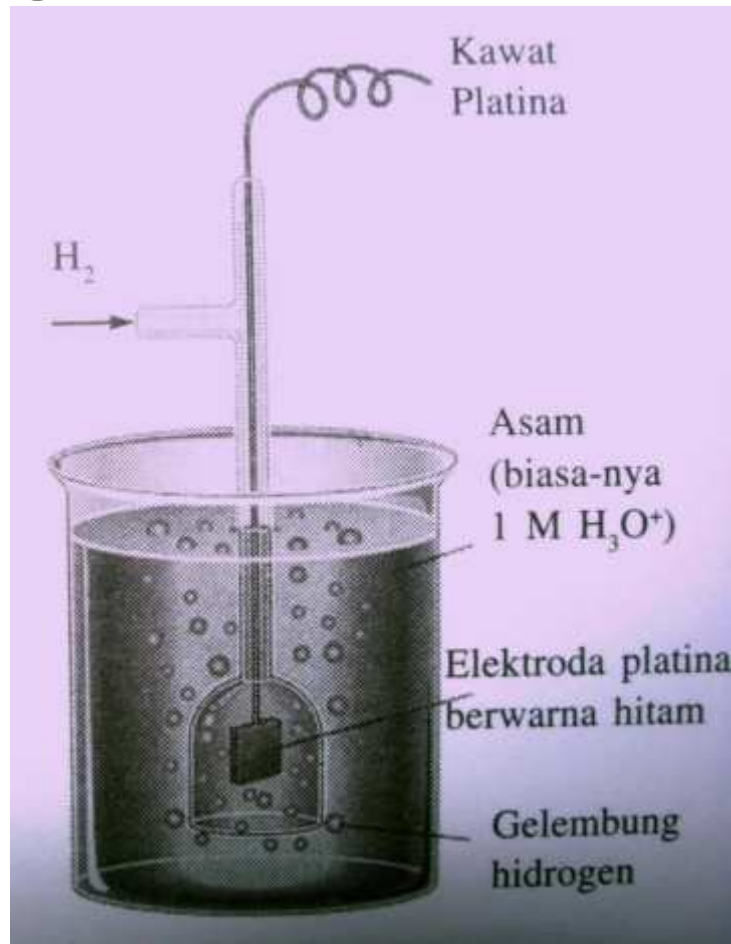
Sel yang menghasilkan energi listrik karena reaksi spontan yang terjadi di dalamnya.

b. **Sel elektrolisa**

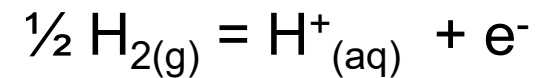
Sel elektrokimia yang reaksi di dalamnya tidak spontan, digerakkan oleh sumber arus dari luar

Elektrode pembanding= elektrode standar

Digunakan untuk menentukan potensial elektrode lain.
Biasanya digunakan elektrode hidrogen standar



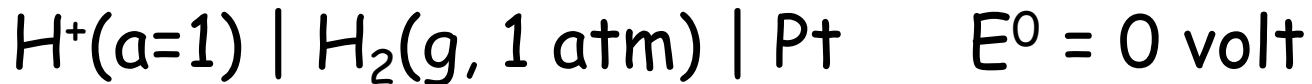
Setengah reaksi:



Gambar elektrode hidrogen

Potensial elektrode tunggal

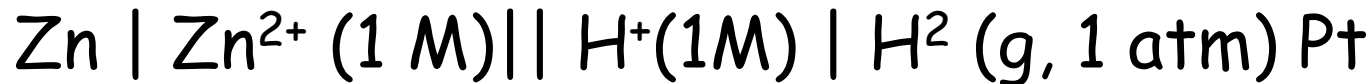
Nilai absolut sebuah elektrode tunggal tidak dapat ditentukan → digunakan elektrode hidrogen standar sebagai pembanding



Potensial reduksi standar (E^0) didasarkan atas kecenderungan proses reduksi pada elektrode yang dihubungkan dengan elektrode hidrogen standar.

Misal:

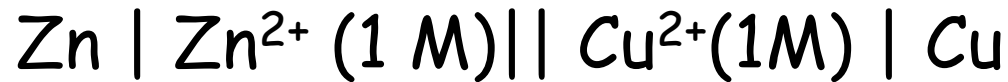
a. GGL standar untuk sel berikut:



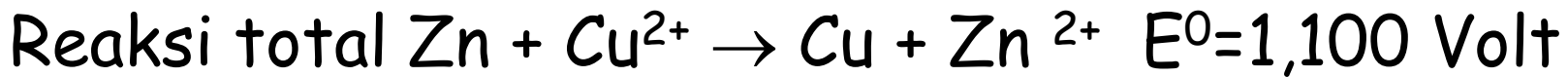
$$E_{\text{sel}}^0 = E_{\text{oksidasi}}^0 + E_{\text{reduksi}}^0$$

$$= + 0,763 + 0,000 = + 0,763 \text{ volt}$$

b. GGL standar untuk



Kedua **setengah reaksi** sel ini adalah:



Karena $E^0_{\text{sel}} = \text{positif (+)}$, proses berlangsung spontan

ΔG negatif $\rightarrow$ reaksi spontan karena

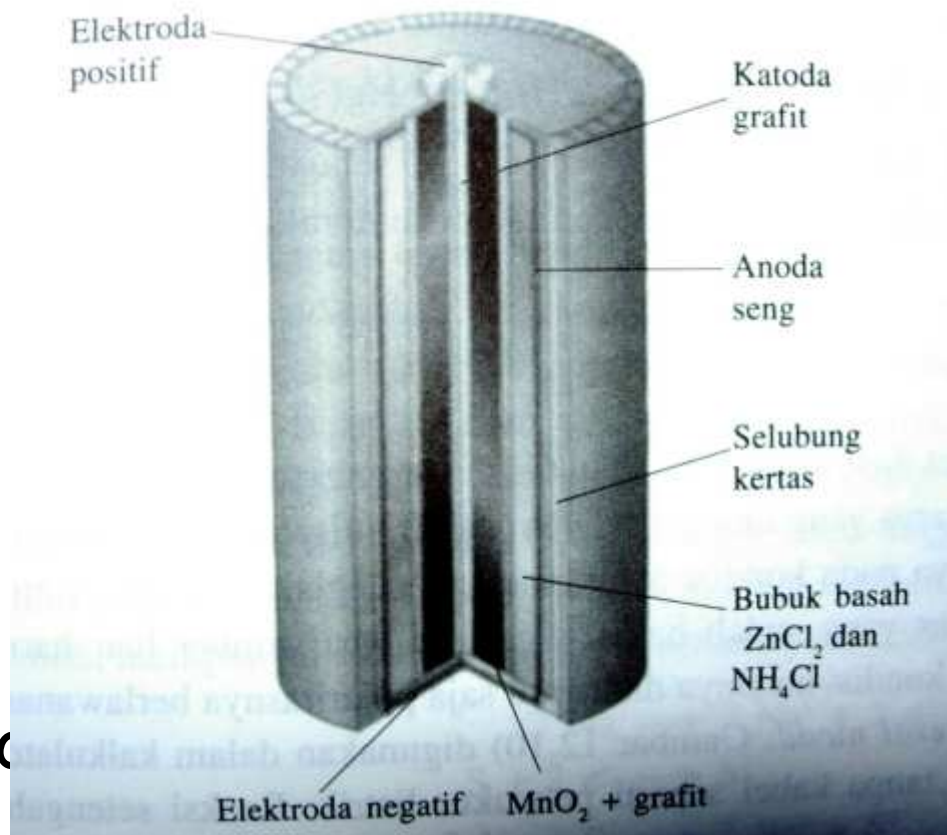
$$\Delta G^0 = -nFE^0_{\text{sel}} \quad E^0_{\text{sel}} = +, \text{ reaksi spontan}$$

Bila E^0_{sel} negatif, reaksi tidak spontan

Jenis-jenis sel elektrokimia

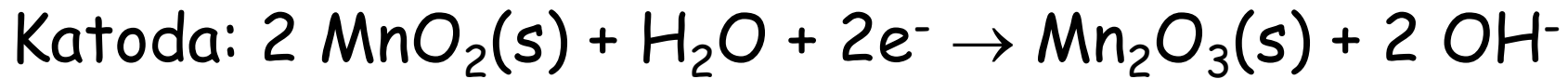
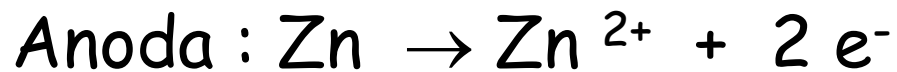
a. Sel kering Leclanche

Merupakan sel primer karena tidak dapat diisi kembali (reaksinya tidak dapat dibalik)

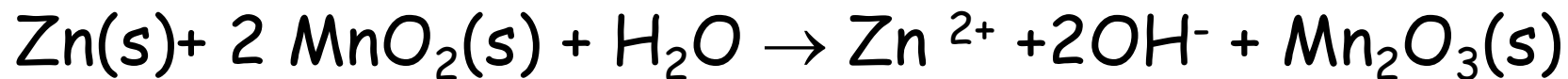


Nilai *GGL* sel ini 1,5

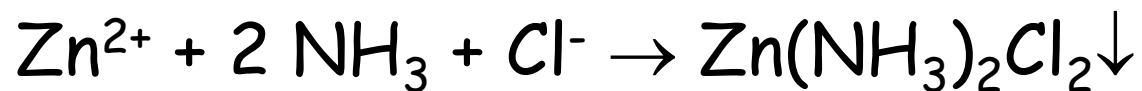
Sel kering Leclanche



Dua setengah reaksi:



Komponen elektrolit lain berguna untuk menyingkirkan produk buangan (kalau menumpuk akan menghambat arus listrik)



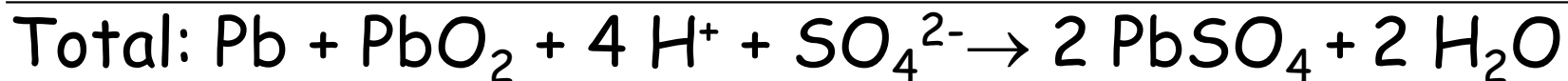
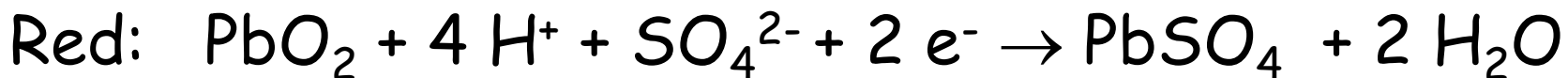
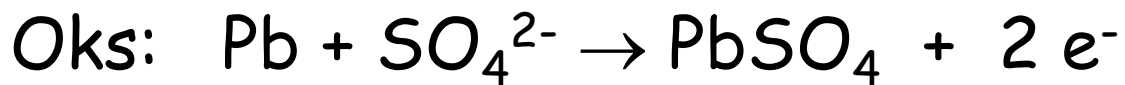
→ tidak ada kontribusinya terhadap potensial sel

b. Aki

Merupakan sel sekunder karena reaksi reduksi yang berlangsung pada sel ini dapat dibalik dengan jalan mengalirkan arus listrik

Anoda =elektrode timbal, katoda=elektroda PbO_2 yang dicelupkan dalam larutan asam sulfat 20% dengan berat jenis 1,15 pada suhu kamar.

Reaksi pada sel:

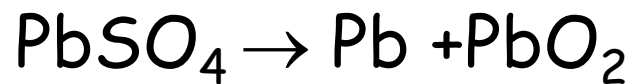


$$E^0_{\text{sel}} = 2,0 \text{ volt}$$

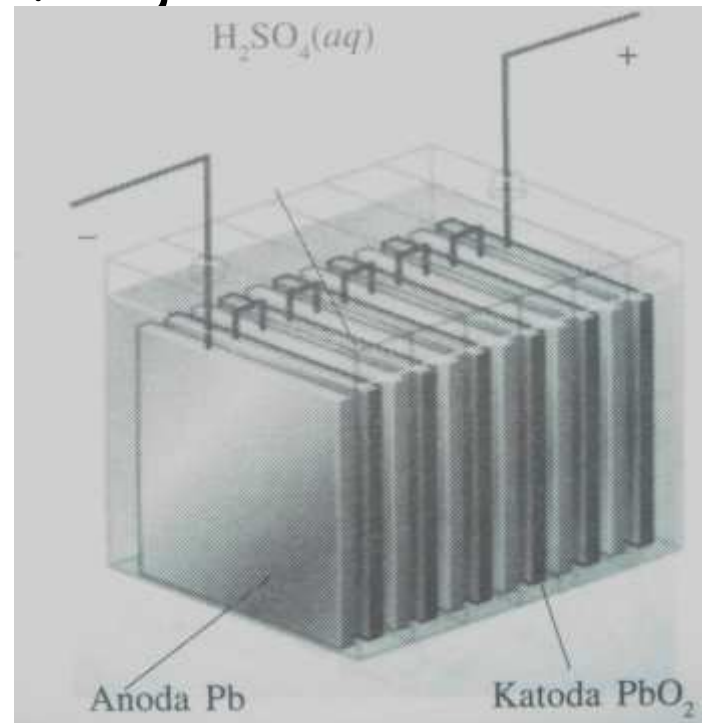
Potensial aki tidak tergantung pada ukuran sel atau elektrode, tetapi tergantung pada aktivitas H_2SO_4

Pada pemakaian yang cukup lama kedua elektrode akan dilapisi oleh PbSO_4 dan H_2SO_4 akan diencerkan oleh air.

Pada pengisian aki (mengalirkan arus listrik dari luar):



H_2SO_4 diregenerasi, aki aktif lagi.



3. Termodinamika sel elektrokimia

Kerja yang dihasilkan sel elektrokimia berupa kerja listrik

$$W_{\text{listrik}} = - nFE_{\text{sel}}$$

n = jumlah ekivalen reaktan yang diubah menjadi produk

F = Faraday

Satu Faraday mengandung muatan yang sebanding dengan muatan 1 mol elektron

$$E_{\text{sel}} = GGL_{\text{sel}}$$

$$\Delta G = - nFE_{\text{sel}}$$

Bila reaktan dan produk berada dalam keadaan standar maka

$$\Delta G^{\circ} = - nFE^{\circ}_{\text{sel}}$$

Perubahan energi bebas tergantung pada konsentrasi.

Untuk reaksi : $a A + b B \rightarrow c C + d D$

dinyatakan sebagai:

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln \frac{(a_C)^c (a_D)^d}{(a_A)^a (a_B)^b}$$

Sesudah penggantian $\Delta G = -nFE$ dan $\Delta G^0 = -nFE^0$ didapat

Persamaan Nernst
$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{(a_C)^c (a_D)^d}{(a_A)^a (a_B)^b}$$

Pada $T = 298K$, persamaan dapat ditulis

$$E = E^0 - \frac{0,0591}{n} \log \frac{(a_C)^c (a_D)^d}{(a_A)^a (a_B)^b}$$

Apabila larutan bersifat ideal, aktivitas dapat digantikan oleh konsentrasi yaitu :

$$E = E^0 - \frac{0,0591}{n} \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

E_{sel} = GGL sel terukur

E_{sel}^0 = GGL sel standar

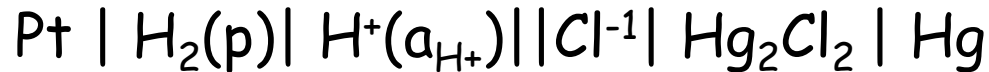
E_{sel}^0 dapat dihubungkan dengan K (tetapan kesetimbangan)

$$\Delta G^0 = -RT \ln K \quad \text{atau} \quad E^0 = \frac{RT}{nF} \ln K$$

4. Pemanfaatan sel elektrokimia

a. Pengukuran pH

pH larutan dapat ditentukan dengan menggunakan sel seperti:



Elektroda kalomel jenuh pada 25°C mempunyai harga $E=0,2802$.

GGL sel dapat dianggap terdiri dari:

$$E = 0,2802 - 0,0591 \log \left(\frac{a_{\text{H}^+}}{p_{\text{H}_2}^{1/2}} \right) + E_{\text{pertemuan cairan}}$$

$$\text{Bila } p_{\text{H}_2} = 1 \text{ atm} \rightarrow E_{\text{pertemuan cairan}} = 0$$

$$E = 0,2802 - 0,0591 \log \left(\frac{a_{\text{H}^+}}{1} \right)$$

$$E - 0,2802 = -0,0591 \log a_{\text{H}^+}$$

$$E - 0,2802 = 0,0591 \text{ pH}$$

$$\text{pH} = \frac{E - 0,2802}{0,0591}$$

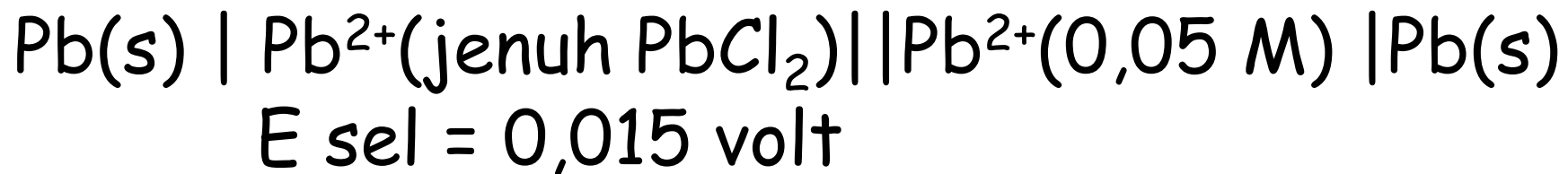
- Dalam praktek untuk pengukuran pH elektroda hidrogen tidak digunakan, yang digunakan adalah elektroda kaca/gelas
- Elektroda gelas terdiri dari elektroda Ag yang dilapisi AgCl yang kontak dengan larutan HCl (1 M) dalam membran gelas berdinding tipis. Elektroda pembanding berupa kawat Pt yang terhubung dengan pasta merkuri cair, kalomel (Hg_2Cl_2), dan larutan jenuh KCl. Elektroda gelas bersama elektroda kalomel pembanding direndam dalam larutan yang akan ditentukan pH-nya.

- Elektroda gelas:
 - elektroda ion selektif
 - peka terhadap aktivitas ion hidrogen dan potensialnya sebanding dengan pH
 - lebih mudah digunakan dan dapat dikalibrasi dengan larutan yang pHnya diketahui

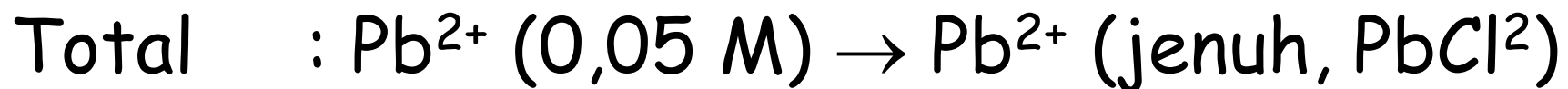
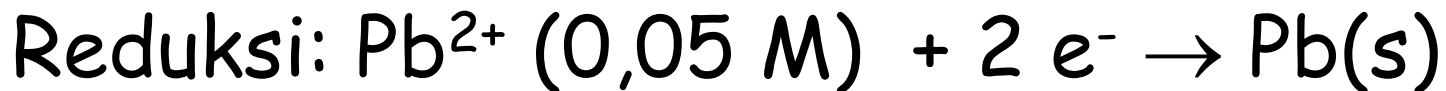
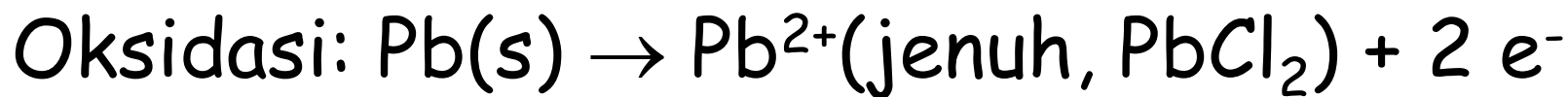
b. Hasil kali kelarutan

Untuk menentukan nilai K_{sp} garam yang sedikit larut dalam air digunakan sel konsentrasi.

Contoh:



Kedua **setengah reaksi**



Bila konsentrasi Pb^{2+} pada larutan jenuh PbCl_2 adalah a

$$E_{\text{sel}} = E_{\text{sel}}^0 - \frac{2,303 RT}{nF} \log \frac{(a)}{(0,05)}$$

$$0,015 = 0 - 0,0296 (\log a - \log 0,05)$$

$$\log a = \frac{0,0296 \log 0,05 - 0,015}{0,0296}$$

$$a = [\text{Pb}^{2+}] = 1,6 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{Cl}^-] = 2 [\text{Pb}^{2+}] = 3,2 \times 10^{-2} \text{ M}$$

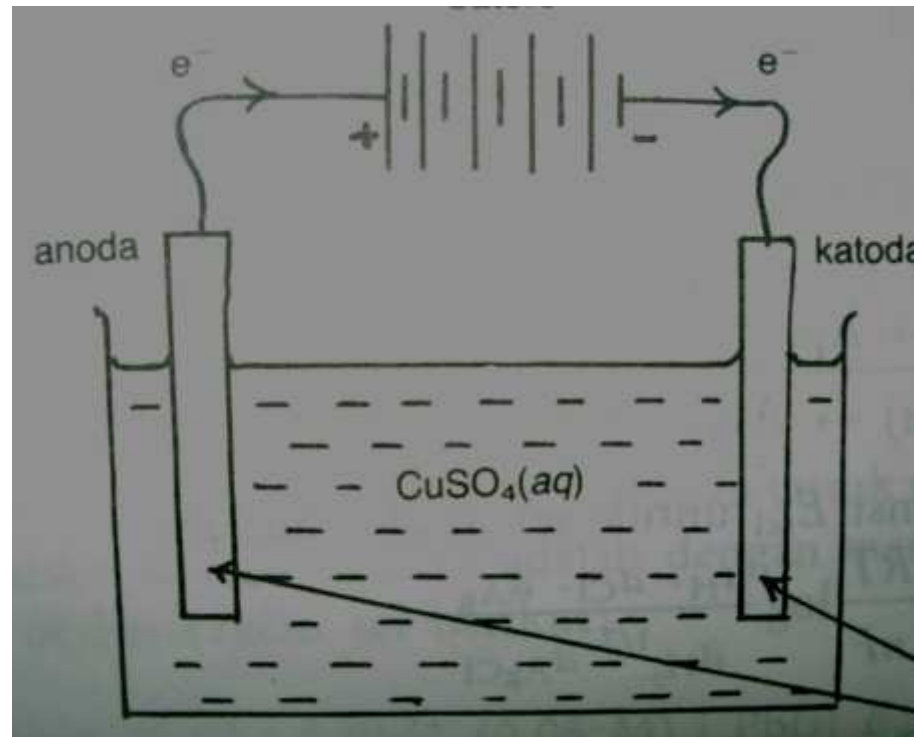
$$K_{\text{sp}} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$$

$$= [1,6 \times 10^{-2}][3,2 \times 10^{-2}]^2$$

$$= 1,6 \times 10^{-5}$$

Elektrolisis

- Reaksi sel yang tidak spontan (E sel negatif) dapat berlangsung dengan menghubungkan elektroda dengan sumber listrik dari luar.



Gambar. Elektrolisis

Hubungan antara jumlah listrik dengan massa produk

Hk Faraday I:

jumlah perubahan kimia yang terjadi pada proses elektrolisis bergantung pada jumlah muatan yang melalui sel elektrolisis tersebut.

Hk Faraday II:

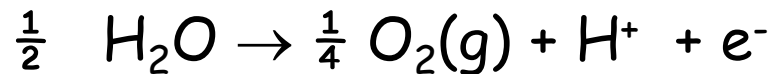
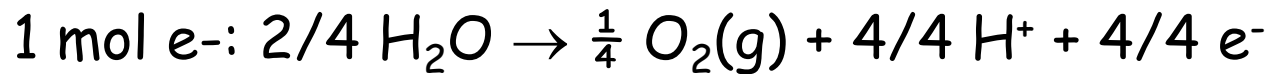
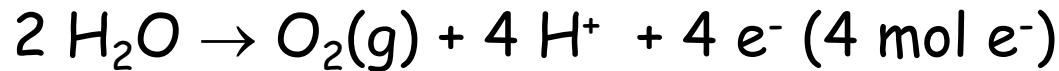
Jumlah muatan listrik yang sama akan menghasilkan jumlah ekivalen yang sama pula tanpa bergantung pada jenis zat yang terlibat dalam reaksi elektrolisis

Apabila setengah reaksi dalam suatu reaksi reduksi dituliskan berdasarkan perpindahan 1 mol elektron, maka sejumlah muatan listrik sebesar 1 faraday yang lewat melalui sel akan menyebabkan perubahan senyawa yang terlibat dalam reaksi tersebut sesuai koefisiennya.

1 faraday = 96 500 coulomb/mol e^-

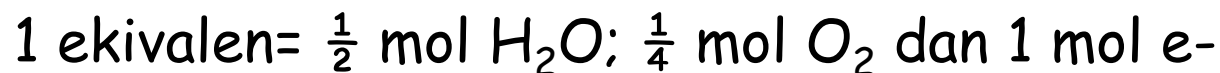
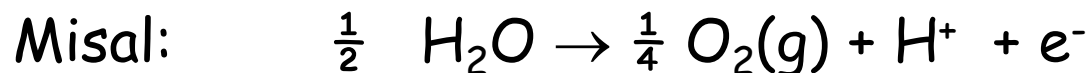
Contoh:

Oksidasi air pada anoda suatu sel elektrolisis



Untuk reaksi reduksi satu ekivalen didefinisikan sebagai :

koefisien reaksi dari spesies yang bersangkutan apabila persamaan reaksi ditulis berdasarkan perpindahan 1 mol e⁻



Karena arus 1 Ampere menyatakan perpindahan muatan 1 coulomb

$$A \times t = C$$

A=arus (Ampere)

t = waktu (detik)

c= jumlah muatan (coulomb)

Contoh soal:

Jika 50×10^{-3} amper arus listrik dilewatkan melalui coulometer tembaga selama 60 menit, hitung jumlah tembaga yang diendapkan

Jawab:

$$\text{muatan} = i \times t = (50 \times 10^{-3} \text{ A})(60 \times 60 \text{ s}) = 180 \text{ C}$$

Reaksi kimia : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu(s)}$

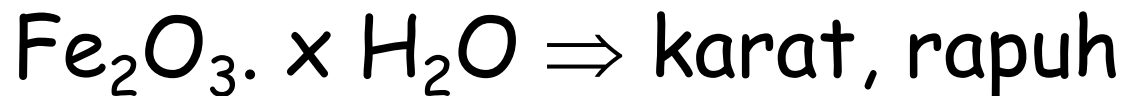
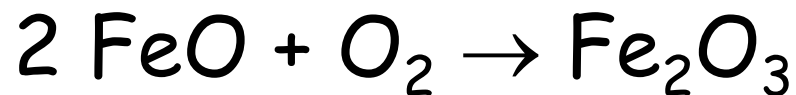
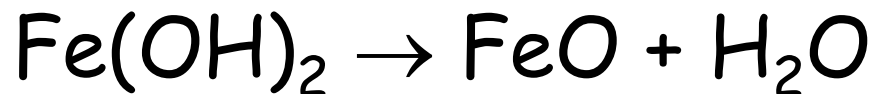
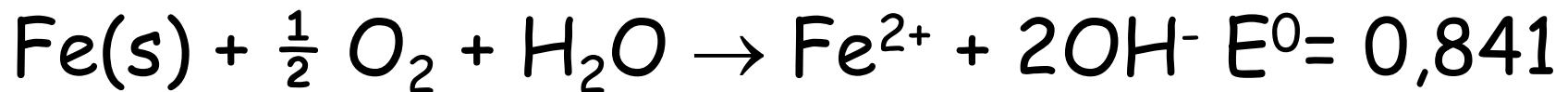
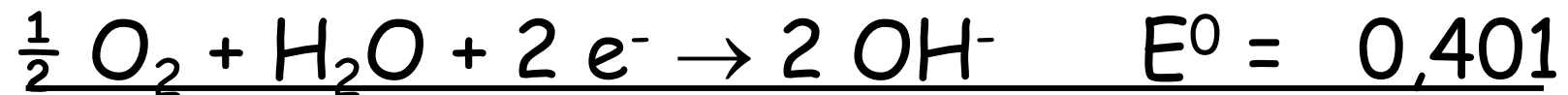
Karena 2 elektron terlibat dalam pengendapan 1 mol Cu, maka 2 F akan mengendapkan 1 mol tembaga, yaitu

$$\begin{aligned} \text{Jumlah Cu yang diendapkan} &= \frac{(63,5 \text{ g mol}^{-1})(180 \text{ C})}{2 \times 96500 \text{ C mol}^{-1}} \\ &= 0,0592 \text{ g} \end{aligned}$$

KOROSI

Besi di alam $\rightarrow$ oksida besi (bijih besi)

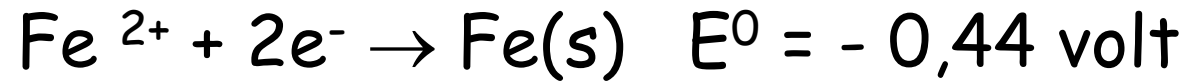
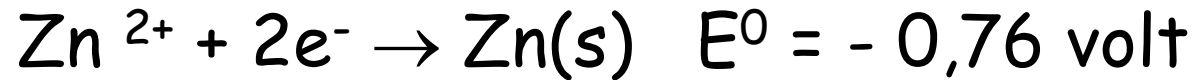
Terjadinya korosi:



Pencegahan korosi:

1. Pelapisan permukaan dengan suatu lapisan tidak tembus seperti cat
2. Pelapisan dengan Zn/galvanisasi

Zn $\rightarrow$ anoda korban



Potensial reduksi standar Zn lebih negatif daripada Fe, korosi Zn dipermudah secara termodinamika

3. Perlindungan katoda

- a. Obyek dihubungkan dg logam yg potensial elektrodanya lebih negatif ,mis. $\text{Mg} \rightarrow E^{\circ} = -2,36 \text{ volt}$
- b. Arus terpasang - aliran listrik bertegangan rendah elektron diberikan oleh sel luar shg obyek itu sendiri tdk teroksidasi .



SELAMAT BELAJAR