

ELEKTROKIMIA

By SITI PATONAH, S. Pd, M. Pd

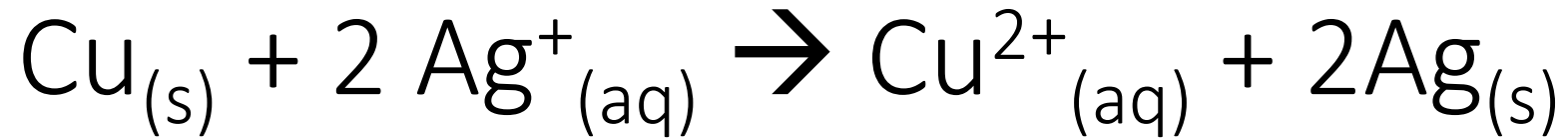
Definisi

- Cabang ilmu kimia yang mempelajari hubungan antara energy listrik dan reaksi kimia

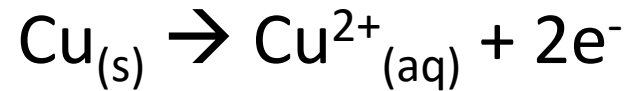
Konsep-konsep Penting

- Reaksi Redoks dan sel elektrokimia
- Termodinamika sel galvanic
- Baterai
- Korosi
- Elektrolisis

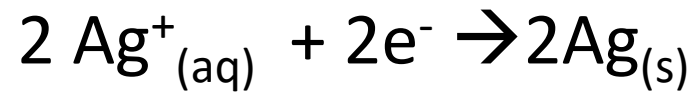
- Konduktor : logam dan larutan elektrolit
- Dalam kisi logam yang tipis terdapat banyak electron bebas yang dapat berpindah dari satu atom ke atom yang lain, perpindahan terjadi sambung menyambung dan terus menerus seolah-olah electron mengalir dari satu ujung ke ujung yang lain
- Larutan elektrolit dapat bertindak sebagai konduktor karena mengandung partikel bermuatan positif dan negative.



- Setengah reaksi (oksidasi):



- Setengah reaksi (reduksi):



Reduktor : Cu, sebab Cu memungkinkan terjadinya proses reduksi dengan jalan melepaskan elektron, Cu mengalami oksidasi

Oksidator: Ag

Tahap penyetaraan reaksi redoks

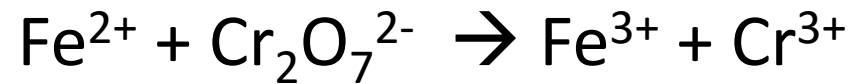
- Tahap 1. Tulis persamaan tak setara untuk reaksi dalam bentuk ionic
- Tahap 2. Pisahkan persamaan tersebut menjadi $\frac{1}{2}$ reaksi
- Tahap 3. Setarakan atom yang bukan O dan H di setiap setengah reaksi secara terpisah
- Tahap 4. Untuk reaksi dengan medium asam, tambahkan H_2O untuk menyetarakan atom O dan tambahkan H^+ untuk menyetarakan atom H

Untuk reaksi dalam medium basa, untuk setiap ion H^+ kita tambahkan ion OH^- yang sama banyaknya di kedua sisi persamaan. Jika H^+ dan OH^- muncul pada sisi yang sama dari persamaan, kita biasanya kita akan menggabungkannya menjadi H_2O

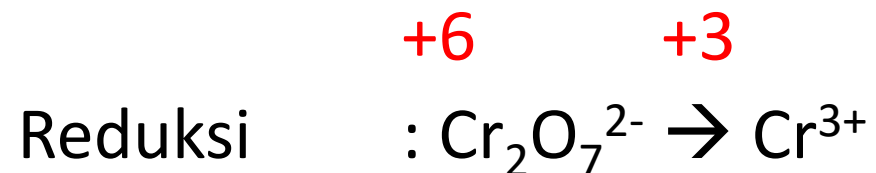
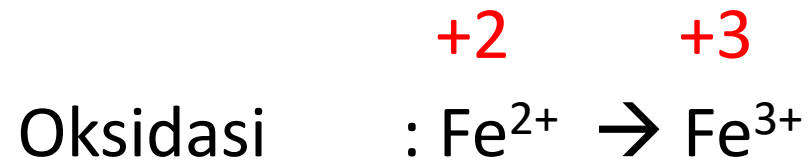
- Tahap 5. Tambahkan electron pada salah satu sisi dari setiap setengah reaksi untuk menyetarakan muatan. Jika perlu, samakan jumlah electron di kedua setengah reaksi dengan cara mengalikan satu atau kedua setengah reaksi dengan koefisien yang sesuai
- Tahap 6. Jumlahkan kedua setengah reaksi dan setarakan persamaan akhir dengan pengamatan. Elektron-electron di kedua sisi harus saling meniadakan
- Tahap 7. Periksa kembali apakah persamaan ini mengandung jenis dan jumlah atom yang sama serta periksa juga apakah muatan pada kedua sisi persamaan sudah sama

Setarakan persamaan yang menunjukkan terjadinya oksidasi ion Fe^{2+} menjadi ion Fe^{3+} oleh ion dikromat ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) dalam medium asam, sebagai hasilnya ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ tereduksi menjadi ion-ion Cr^{3+}

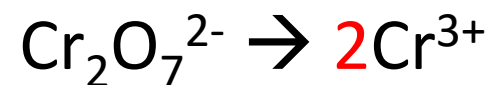
- Tahap 1



- Tahap 2



- Tahap 3

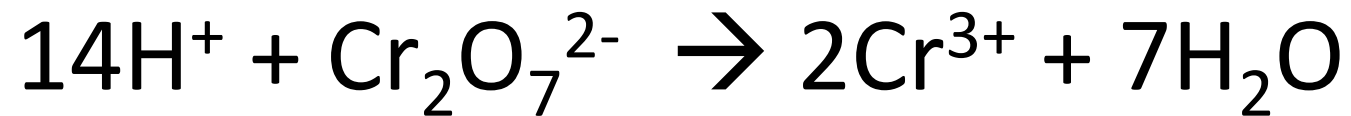


Continued

- Karena reaksi berlangsung dalam lingkungan asam, kita tambahkan 7 molekul H_2O di sebelah kanan setengah-reaksi reduksi untuk menyetarakan atom O:



Untuk menyetarakan atom H, kita tambahkan 14 ion H^+ di sebelah kiri:



Tahap 5

- Untuk setengah-reaksi oksidasi kita tuliskan:



(kita tambahkan satu elektron di sisi kanan sehingga terdapat satu muatan 2+ pada setiap sisi dari setengah reaksi)

Dalam setengah-reaksi reduksi terdapat total 12 muatan positif pada sisi **kiri** dan hanya enam muatan positif di sisi **kanan**. Jadi, kita tambahkan enam elektron di sebelah kiri

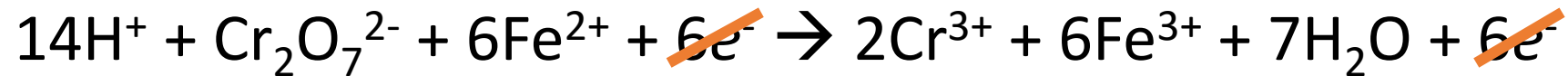


Untuk menyamakan banyaknya elektron pada kedua setengah-reaksi, kita kalikan setengah-reaksi oksidasi dengan **6**:

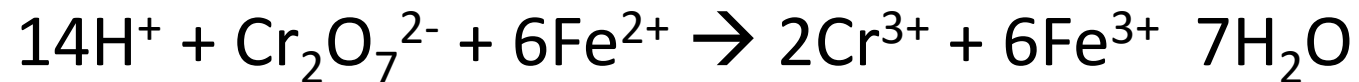


Tahap 6

- Kedua setengah reaksi dijumlahkan sehingga diperoleh:



Elektron pada kedua sisi saling meniadakan, dan kita mendapatkan persamaan ionik bersih yang sudah setara:



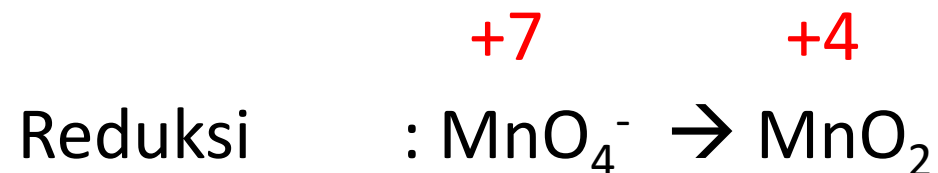
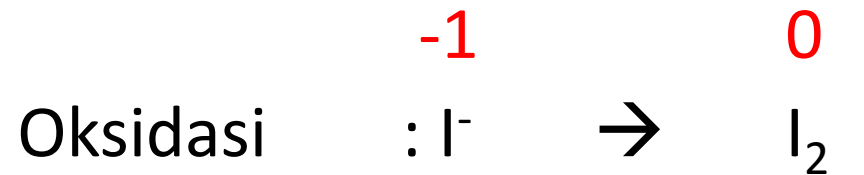
- Tahap 7

Tuliskan persamaan ionik yang setara untuk menyatakan oksidasi ion iodide (I^-) oleh ion permanganate (MnO_4^-) dalam larutan basa untuk menghasilkan molekul Iodin (I_2) dan mangan (IV) oksida (MnO_2)

- Tahap 1:



- Tahap 2:



- Tahap 3:



Tahap 4

- Dalam setengah-reaksi reduksi, kita tambahkan dua molekul H_2O di sebelah kanan untuk menyetarakan atom O:



- Untuk menyetarakan atom H, kita tambahkan 4 ion H^+ di sebelah kiri:



- Karena reaksi terjadi dalam medium basa, dan ada 4 ion H^+ , kita tambahkan 4 ion OH^- di kedua sisi persamaan:



- Dengan menggabungkan ion H^+ dan OH^- untuk membentuk H_2O dan menghilangkan $2\text{H}_2\text{O}$ dari kedua sisi, kita tuliskan:



Tahap 5

- Kita setarakan muatan di kedua setengah reaksi



- Untuk menyamakan banyaknya elektron, kita kalikan setengah-reaksi oksidasi dengan 3 dan setengah-reaksi reduksi dengan 2:

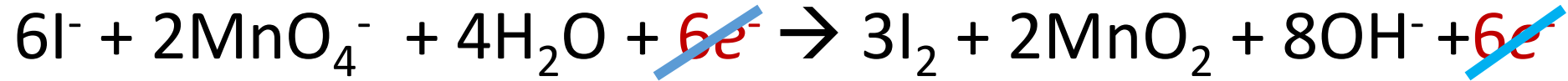


Jadi:

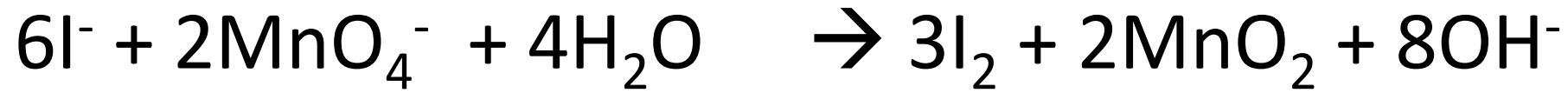


Tahap 6

- Kedua setengah reaksi dijumlahkan dan menghasilkan:



- Sesudah menghilangkan electron di kedua sisi kita dapatkan:

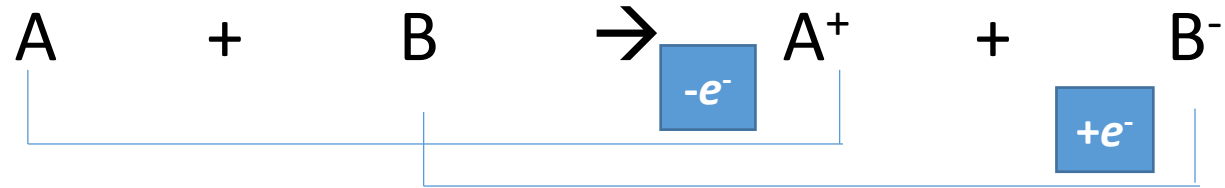


Tahap 7

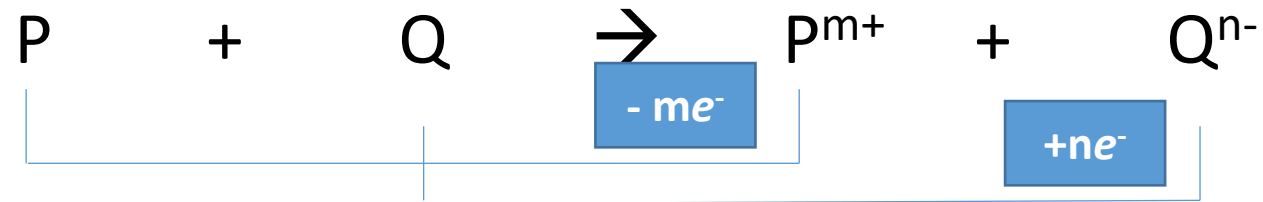
Pengecekan akhir menunjukkan bahwa persamaan sudah setara dalam hal jumlah atom dan muatan:



Ekivalen Redoks



Jika satu partikel P memberikan m elektron, dan satu partikel Q menerima n elektron, maka:



Jumlah total electron yang diserahterimakan adalah mn buah, maka kesetaraan reaksinya adalah:



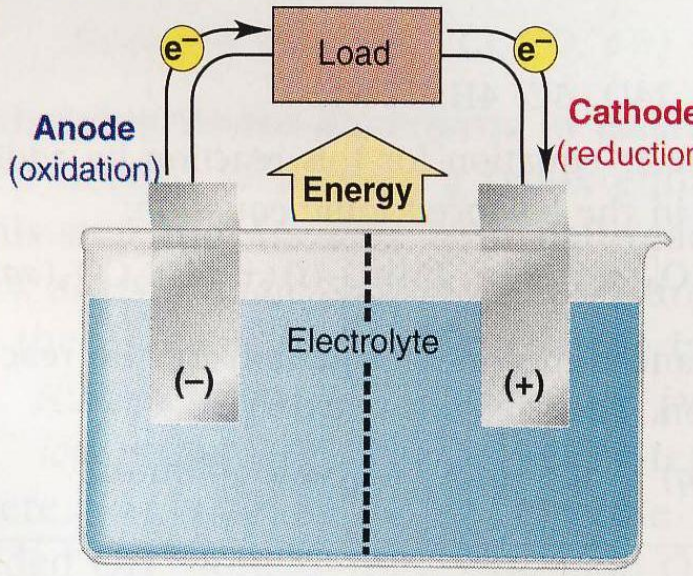
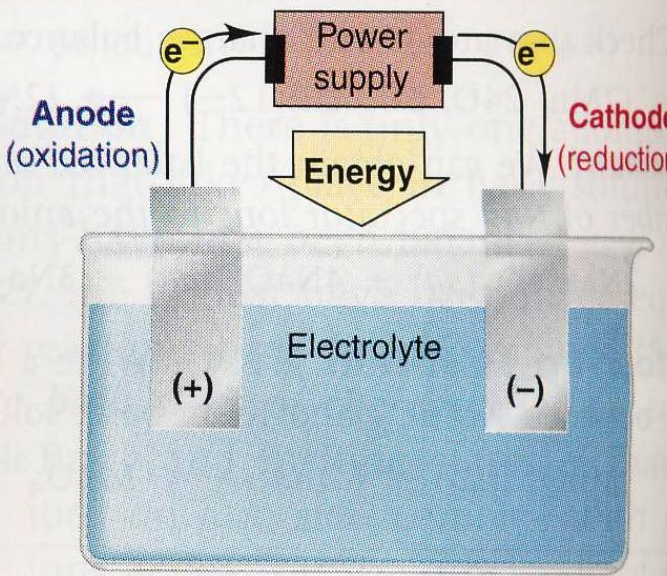
Sel Elektrokimia

- Sel Volta (sel galvanik) memanfaatkan reaksi spontan ($\Delta G < 0$) untuk membangkitkan energi listrik, selisih energi reaktan (tinggi) dengan produk (rendah) diubah menjadi energi listrik. Sistem reaksi melakukan kerja terhadap lingkungan
- Sel Elektrolisa memanfaatkan energi listrik untuk menjalankan reaksi non spontan ($\Delta G > 0$) lingkungan melakukan kerja terhadap sistem
- Kedua tipe sel menggunakan elektroda, yaitu zat yang menghantarkan listrik antara sel dan lingkungan dan dicelupkan dalam elektrolit (campuran ion) yang terlibat dalam reaksi atau yang membawa muatan

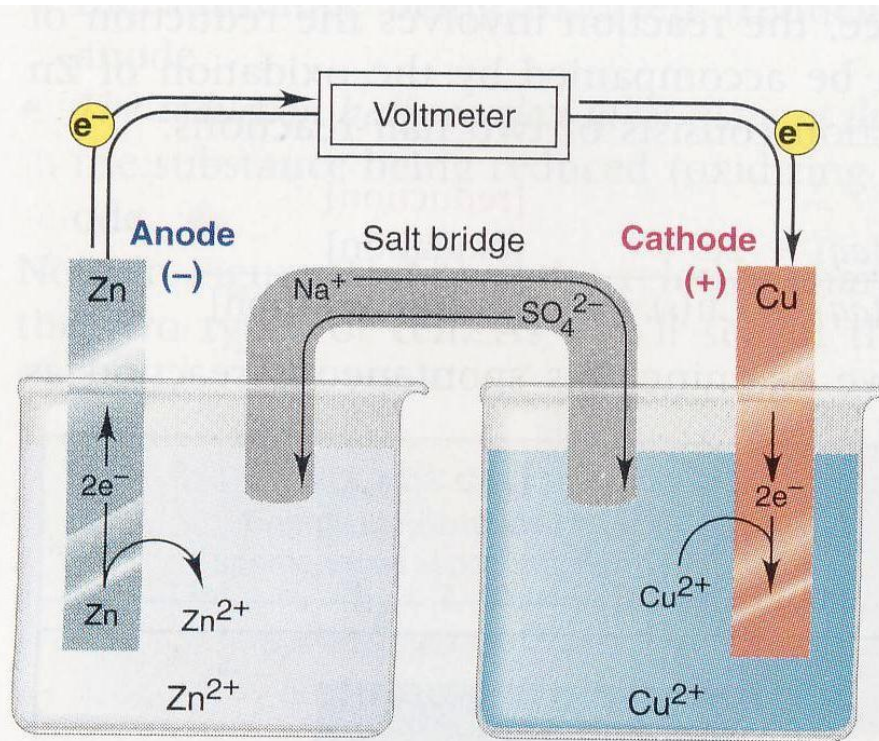
Elektroda

- Elektroda terbagi menjadi dua jenis yaitu anoda dan katoda
- Setengah reaksi oksidasi terjadi di anoda. Elektron diberikan oleh senyawa teroksidasi (zat pereduksi) dan meninggalkan sel melalui anoda
- Setengah reaksi reduksi terjadi di katoda. Elektron diambil oleh senyawa tereduksi (zat pengoksidasi) dan masuk sel melalui katoda

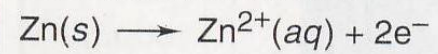
Sel Volta dan Sel Elektrolisa

VOLTAIC CELL Energy is released from spontaneous redox reaction	ELECTROLYTIC CELL Energy is absorbed to drive nonspontaneous redox reaction
System does work on load/surroundings	Surroundings (power supply) do work on system (cell)
	
Oxidation half-reaction $X \longrightarrow X^+ + e^-$	Oxidation half-reaction $A^- \longrightarrow A + e^-$
Reduction half-reaction $e^- + Y^+ \longrightarrow Y$	Reduction half-reaction $e^- + B^+ \longrightarrow B$
Overall (cell) reaction $X + Y^+ \longrightarrow X^+ + Y; \Delta G < 0$	Overall (cell) reaction $A^- + B^+ \longrightarrow A + B; \Delta G > 0$

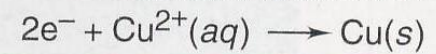
Sel Volta



Oxidation half-reaction



Reduction half-reaction



Overall (cell) reaction



A



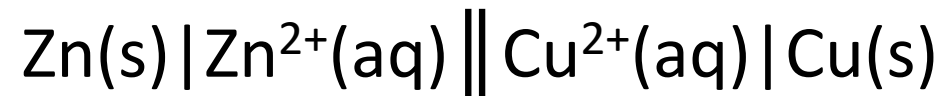
B

Konstruksi dan Operasi Sel Volta

- Setengah sel oksidasi: anoda berupa batang logam Zn dicelupkan dalam ZnSO_4
- Setengah sel reduksi: katoda berupa batang logam Cu dicelupkan dalam CuSO_4
- Terbentuk muatan relatif pada kedua elektroda dimana anoda bermuatan negatif dan katoda bermuatan positif
- Kedua sel juga dihubungkan oleh jembatan garam yaitu tabung berbentuk U terbalik berisi pasta elektrolit yang tidak bereaksi dengan sel redoks gunanya untuk menyeimbangkan muatan ion (kation dan anion)
- Dimungkinkan menggunakan elektroda inaktif yang tidak ikut bereaksi dalam sel volta ini misalnya grafit dan platinum

Notasi Sel Volta

- Sel Volta dinotasikan dengan cara yang telah disepakati (untuk sel Zn/Cu²⁺)



- Bagian anoda (setengah sel oksidasi) dituliskan disebelah kiri bagian katoda
- Garis lurus menunjukkan batas fasa yaitu adanya fasa yang berbeda (aqueous vs solid) jika fasanya sama maka digunakan tanda koma
- Untuk elektroda yang tidak bereaksi ditulis dalam notasi diujung kiri dan ujung kanan

Potensial Sel (E_{sel})

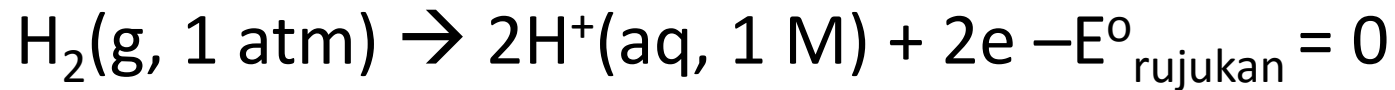
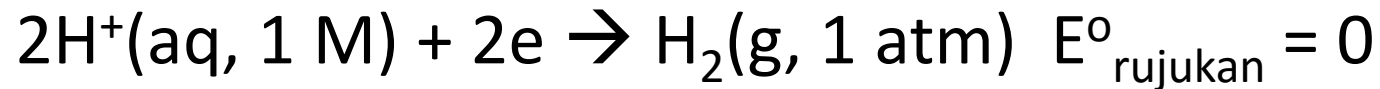
- Sel volta menjadikan perubahan energi bebas reaksi spontan menjadi energi listrik
- Energi listrik ini berbanding lurus dengan beda potensial antara kedua elektroda (voltase) atau disebut juga potensial sel (E_{sel}) atau gaya electromotive (emf)
- Untuk proses spontan $E_{\text{sel}} > 0$, semakin positif E_{sel} semakin banyak kerja yang bisa dilakukan oleh sel
- Satuan yang digunakan $1 \text{ V} = 1 \text{ J/C}$
- Potensial sel sangat dipengaruhi oleh suhu dan konsentrasi, oleh karena itu potensial sel standar diukur pada keadaan standar (298 K, 1 atm untuk gas, 1 M untuk larutan dan padatan murni untuk solid)

Potensial Elektroda Standar ($E^\circ_{\text{setengah-sel}}$)

- Potensial elektroda standar adalah potensial yang terkait dengan setengah reaksi yang ada (wadah elektroda)
- Menurut kesepakatan potensial elektroda standar selalu ditulis dalam setengah reaksi reduksi
- Bentuk teroksidasi + $ne \rightarrow$ bentuk tereduksi $E^\circ_{1/2 \text{ sel}}$
- Potensial elektroda standar seperti halnya besaran termodinamika dapat dibalik dengan mengubah tandanya
- $E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{katoda}} - E^\circ_{\text{anoda}}$

Elektroda Hidrogen Standar

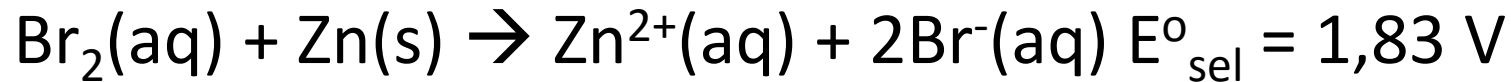
- Ilmuwan telah menyepakati untuk memilih setengah reaksi rujukan dengan nilai 0 untuk reaksi:



- Dengan nilai rujukan ini kita bisa menyusun sel volta yang menggunakan elektroda hidrogen standar sebagai salah satu elektrodanya dan mengukur potensial sel dengan alat ukur, kemudian kita dapat menentukan potensial elektroda standar banyak zat secara luas

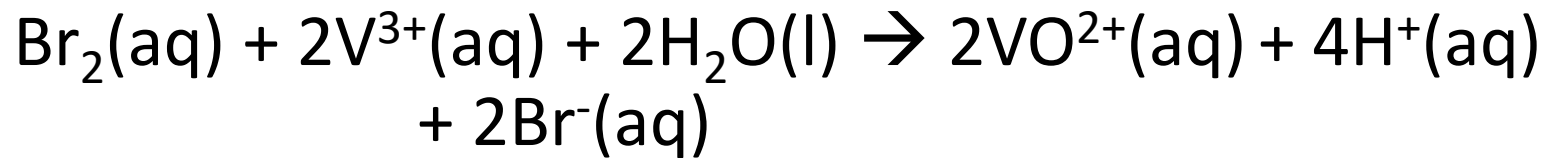
Soal Latihan

- Suatu sel volta memiliki reaksi antara larutan bromine dan logam Zn



Hitung E° untuk oksidasi $\text{Br}^{-}(\text{aq})$ jika $E^{\circ}_{\text{Zn}} = -0,76 \text{ V}$

- Suatu sel volta memiliki $E^{\circ}_{\text{sel}} = 1,39 \text{ V}$ berdasarkan reaksi:



Berapa potensial elektroda standar reduksi VO^{2+} menjadi V^{3+} ?

Kekuatan Relatif Oksidator dan Reduktor

- Semua nilai adalah relatif terhadap elektroda hidrogen standar (referensi)
$$2\text{H}^+ (\text{aq}, 1 \text{ M}) + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{H}_2 (\text{g}, 1 \text{ atm})$$
- Menurut konvensi semua setengah reaksi ditulis sebagai reaksi reduksi artinya semua reaktan pengoksidasi dan semua produk pereduksi
- Nilai E° yang diberikan adalah setengah reaksi tertulis, semakin positif nilainya semakin besar kecenderungan reaksi tersebut terjadi
- Nilai E° memiliki nilai yang sama tetapi berbeda tanda jika reaksinya kita balik
- Berdasarkan tabel semakin keatas semakin oksidator dan semakin kebawah semakin reduktor

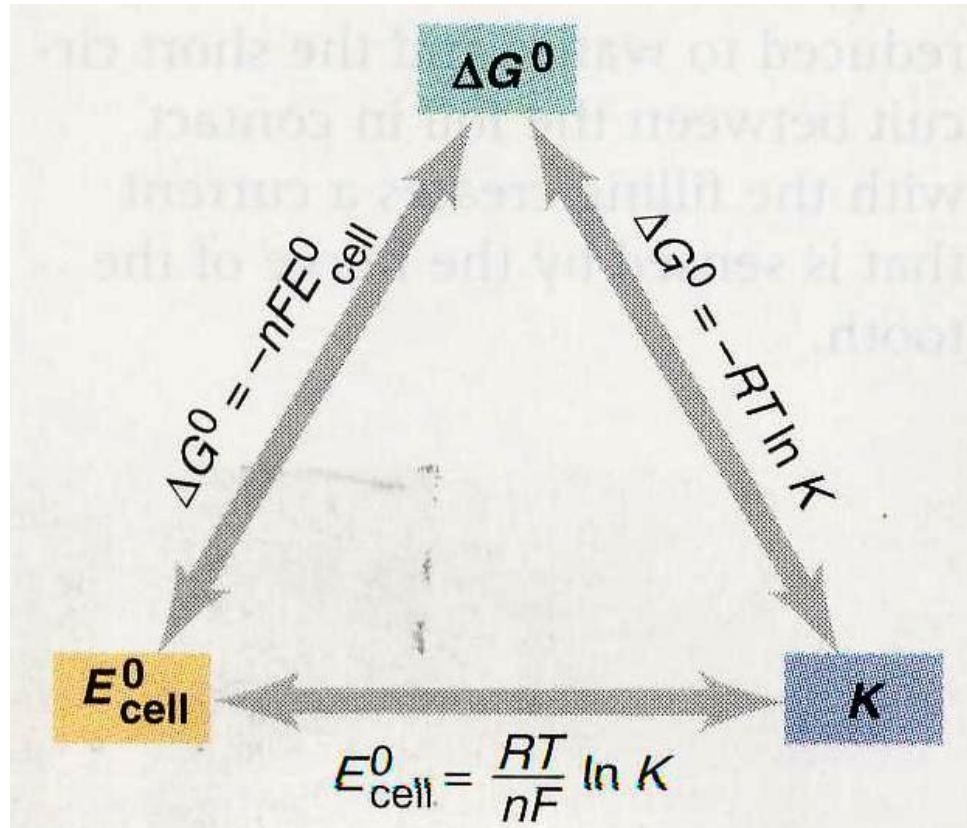
Reaksi Redoks Spontan

- Setiap reaksi redoks adalah jumlah dari kedua setengah reaksi, sehingga akan ada reduktor dan oksidator di tiap-tiap sisi reaksi
- Berdasarkan tabel maka reaksi spontan ($E^{\circ}_{\text{sel}} > 0$) akan terjadi antara oksidator (sisi reaktan) dan reduktor (sisi produk) yang terletak dibawahnya
- Misal Cu^{2+} (kiri) dan Zn (kanan) bereaksi spontan dan Zn terletak dibawah Cu^{2+}

Reaktifitas Relatif Logam

- *Logam yang dapat menggantikan H_2 dari asam.* Ambil salah satu logam, tuliskan reaksi oksidasinya lalu jumlah untuk memperoleh E°_{sel} jika positif maka H_2 akan terlepas
- *Logam yang tidak dapat menggantikan H_2 ,* dengan langkah yang sama, namun jika hasilnya $E^\circ_{\text{sel}} < 0$, maka reaksi tidak spontan
- *Logam yang dapat menggantikan H_2 dari air,* logam yang terletak dibawah reduksi air
- *Logam yang dapat menggantikan logam lain dari larutannya,* yaitu logam yang terletak dibagian bawah tabel dapat mereduksi logam yang terletak dibagian atas tabel

Potensial Sel Standar dan Konstanta Kesetimbangan



ΔG^0	K	E^0_{cell}	Reaction at standard-state conditions
<0	>1	>0	Spontaneous
0	1	0	At equilibrium
>0	<1	<0	Nonspontaneous

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

$$\log K = \frac{nE^o_{\text{sel}}}{0,0592V}$$

Soal Latihan

- Timbal dapat menggantikan perak dari larutannya:



Hitung K dan ΔG° pada 25°C untuk reaksi ini!

- Saat logam kadmium mereduksi Cu^{2+} dalam larutan, terbentuk ion Cd^{2+} dan logam Cu, jika $\Delta G^\circ = -143 \text{ kJ}$, hitung K pada 25°C dan berapa potensial sel sel volta yang menggunakan reaksi ini?

Aplikasi Persamaan Nernst

- Saat $Q < 1$ sehingga $[\text{reaktan}] > [\text{produk}]$ maka $E_{\text{sel}} > E^{\circ}_{\text{sel}}$
- Saat $Q = 1$ sehingga $[\text{reaktan}] = [\text{produk}]$ maka $E_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{sel}}$
- Saat $Q > 1$ sehingga $[\text{reaktan}] < [\text{produk}]$ maka $E_{\text{sel}} < E^{\circ}_{\text{sel}}$
- Jika kita memasukkan nilai R dan T pada 298

$$E_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{sel}} - (0,0592 \text{ V/n}) \log Q \text{ (pada } 25^{\circ}\text{C)}$$

Soal Latihan

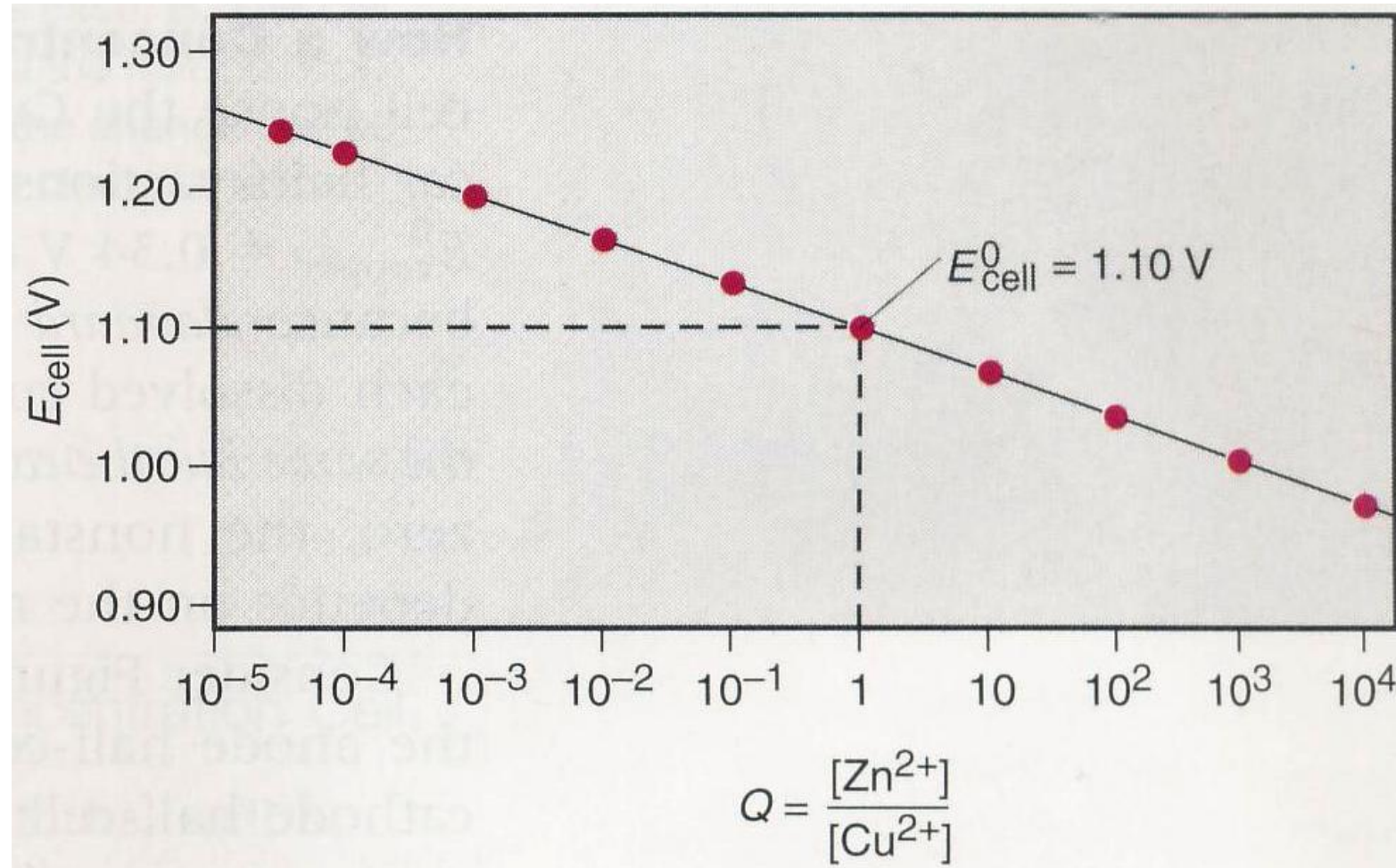
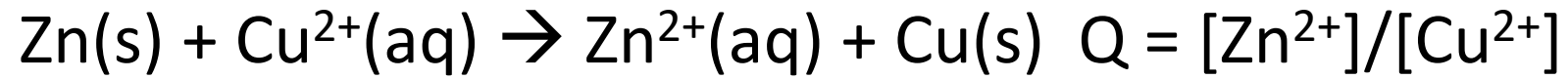
- Seorang kimiawan menyusun sel volta yang terdiri dari elektroda Zn/Zn^{2+} dan H_2/H^+ pada kondisi $[\text{Zn}^{2+}] = 0,010 \text{ M}$, $[\text{H}^+] = 2,5 \text{ M}$ dan Tekanan $\text{H}_2 = 0,30 \text{ atm}$

- Perhatikan sel berdasarkan reaksi berikut

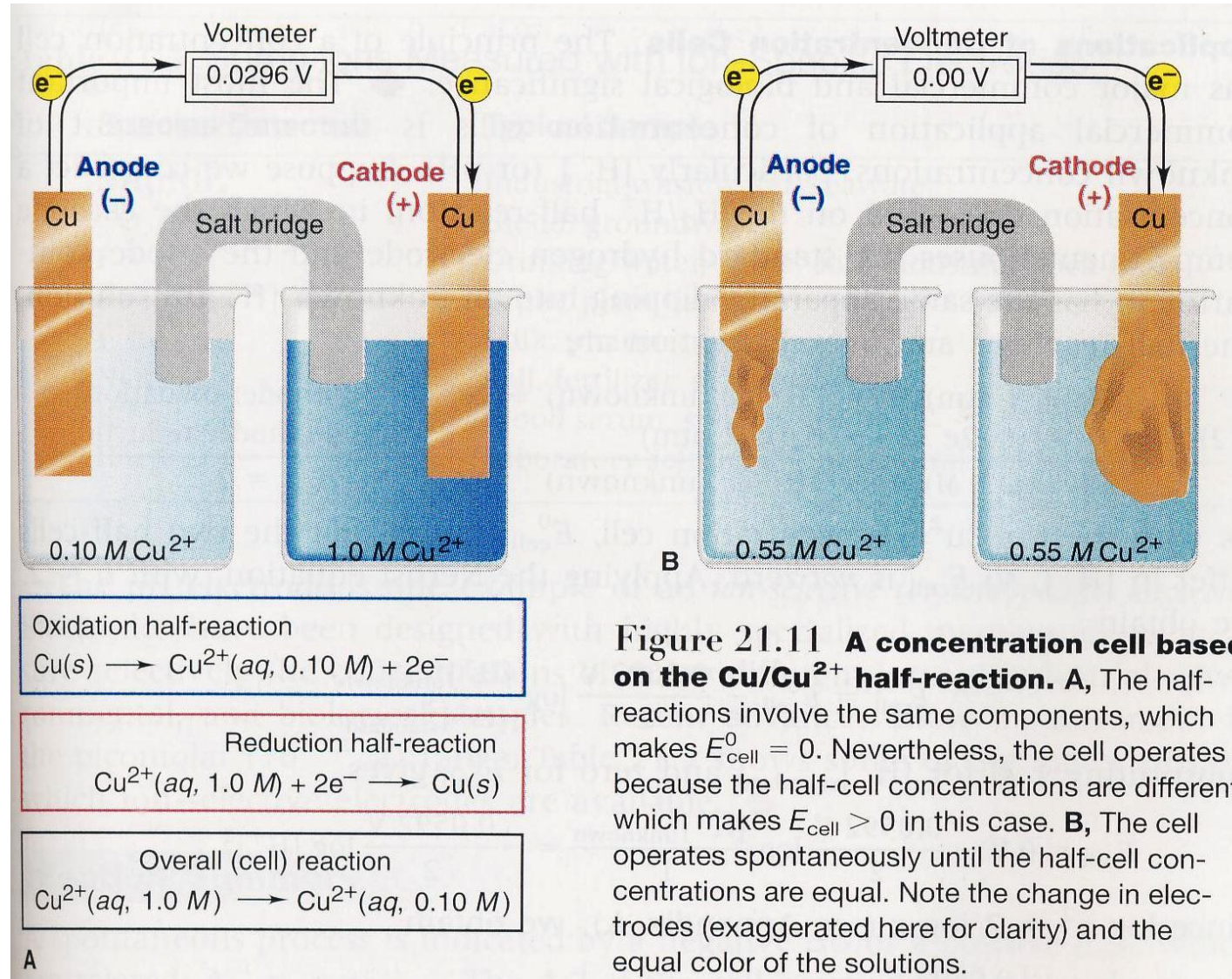


Jika $[\text{Cu}^{2+}] = 0,30 \text{ M}$ berapa $[\text{Fe}^{2+}]$ diperlukan untuk meningkatkan E_{sel} 0,25 V diatas E_{sel}° pada 25°C ?

Potensial Sel dan Hubungan antara Q dan K



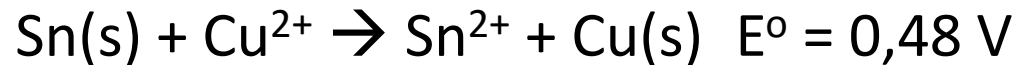
Sel Konsentrasi



Sel Elektrolisa

- Prinsip kerja sel elektrolisa adalah energi listrik dari sumber eksternal akan mendorong reaksi tidak spontan berlangsung

- Sel Volta:



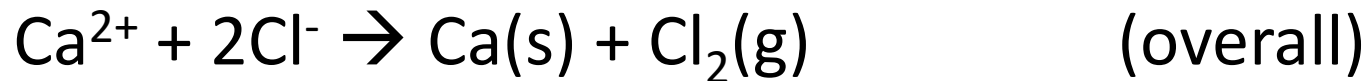
- Sel Elektrolisa:



- Oksidasi terjadi di anoda dan reduksi terjadi di katoda tapi arah aliran elektron dan tanda elektroda kebalikan sel volta

Memperkirakan Produk Elektrolisa

- *Elektrolisis lelehan garam murni*: Contoh $\text{CaCl}_2(\text{l})$ maka kation akan tereduksi dan anion akan teroksidasi



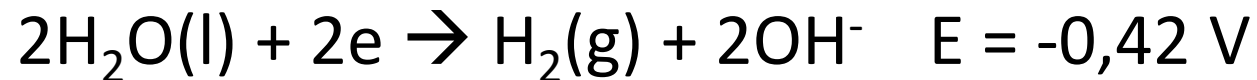
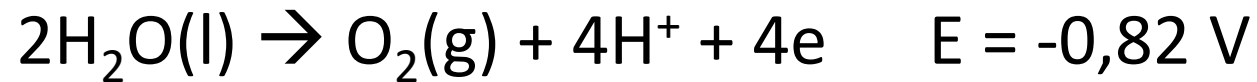
- *Elektrolisis Lelehan campuran garam*

Spesies yang lebih mudah teroksidasi (reduktor kuat) akan bereaksi di anoda dan spesies yang lebih mudah tereduksi (oksidator kuat) akan bereaksi di katoda

- Contoh : Campuran NaCl dan MgBr_2 dilelehkan dan dielektrolisis, prediksikan zat yang terbentuk di anoda dan katoda?

Elektrolisis Air

- Air dapat mengalami reaksi oksidasi maupun reduksi, keduanya reaksi tidak spontan



- Pembentukan H_2 dan O_2 memerlukan voltase tambahan terkait faktor kinetik, sehingga potensial elektroda perlu tambahan 0,4 sd 0,6 V

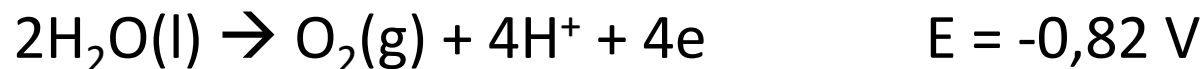
Elektrolisis Larutan Ion

- Saat ada dua $\frac{1}{2}$ reaksi dimungkinkan terjadi di elektroda, maka salah satu yang memiliki potensial elektroda positif (kurang negatif) yang akan terjadi
- Apa yang terjadi saat larutan KI dielektrolisis?
- Kemungkinan reduksi



Maka H_2 yang terbentuk

- Kemungkinan oksidasi



Maka I_2 akan terbentuk di anoda

Konklusi elektrolisis unsur

- Kation logam kurang aktif akan tereduksi termasuk emas, perak, tembaga, kromium, platinum dan kadmium
- Kation logam yang lebih aktif tidak tereduksi termasuk gol 1A, 2A dan Aluminium, yang mengalami reduksi air \rightarrow gas H_2
- Semua anion akan teroksidasi termasuk halida kecuali anion F^- ($E^\circ = -2,87 \text{ V}$)
- Anion yang tidak teroksidasi mencakup F^- dan oksoanoin SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} karena bilangan oksidasinya sudah tertinggi, air akan teroksidasi membentuk gas O_2 .

Stoikiometri Elektrolisa

- Hukum Elektrolisis Faraday: jumlah zat yang dihasilkan pada masing-masing elektroda berbanding lurus dengan jumlah aliran muatan yang melewati sel
- Konstanta Faraday (F) = $9,65 \times 10^4$ C/mol e)
- Jumlah muatan yang mengalir per detik = A
1 Ampere (A) = 1 Coulomb/detik
1 A = 1 C/det $A \times \text{det} = C$

Contoh Soal

- Seorang teknisi perlu melapisi perangkat rumah dengan 0,86 g kromium dari sumber larutan $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. Jika proses pelapisan secara elektrolisis dilakukan selama 12,5 menit, berapa arus listrik yang dibutuhkan?
- Dengan menggunakan arus 4,75 A, berapa menit dibutuhkan untuk melapiskan 1,50 gram Cu(s) dari larutan CuSO_4 ?

Sel Galvanik

- Sel yang mengubah reaksi kimia menjadi energi listrik
- Oksidasi pada anoda dan reduksi pada katoda berlangsung secara terpisah, elektron mengalir lewat rangkaian eksternal
- Kedua bagian sel galvanik adalah setengah reaksi dan reaksi pada elektrodanya merupakan reaksi setengah reaksi
- Jembatan garam memungkinkan ion mengalir di antara setengah-sel
- Sel terdiri atas 2 elektroda, yang dibuat dari 2 logam yang berbeda dan dicelupkan masing-masing ke dalam larutan garamnya.

Potensial Sel

- Sel Galvani menghasilkan listrik karena adanya perbedaan daya Tarik dari kedua elektroda, sehingga electron mengalir dari yang lemah ke yang kuat daya tariknya
- Daya Tarik (potensial elektroda)
- Perbedaan kedua elektroda disebut sebagai potensial sel (volt)
- Alat ukurnya disebut dengan potensiometer, bukan voltmeter

Potensial elektroda

- Sel galvani terdiri atas 2 elektroda
- Setiap elektroda mempunyai potensial tertentu → potensial elektroda
- Suatu elektroda mengandung partikel ion atau molekul yang dapat menarik electron (tereduksi)
- Kekuatan tarikan tsb disebut sebagai potensial reduksi
- Potensial sel/DGL : selisih potensial reduksi kedua elektrodanya
- Potensial lebih besar akan tereduksi (sebagai katoda), dan yang lainnya teroksidasi (sebagai anoda)

Continued

- Yang dapat diukur oleh potensiometer hanya potensial selnya, selisih kedua elektroda, bukan nilainya masing-masing elektroda.
- Digunakan elektroda pembanding (standar) dan ditetapkan harganya dengan syarat berpotensi stabil.
- Pada kondisi standar (H_2 1 atm, dan konsentrasi 1M pada $25^{\circ}C$ adalah **0 V**
- Jika potensial reduksi diketahui, maka potensial oksidasinya diberi tanda berlawanan, tetapi dalam tabel umumnya dituliskan dalam bentuk potensial reduksinya.
- Lihat tabel (pelarut air)

Table 21.2 Standard Electrode (Half-Cell) Potentials (298 K)*

Half-Reaction	E° (V)
$\text{F}_2(g) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{F}^{-}(aq)$	+2.87
$\text{O}_3(g) + 2\text{H}^{+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{O}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+2.07
$\text{Co}^{3+}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}(aq)$	+1.82
$\text{H}_2\text{O}_2(aq) + 2\text{H}^{+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(l)$	+1.77
$\text{PbO}_2(s) + 4\text{H}^{+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$	+1.70
$\text{Ce}^{4+}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons \text{Ce}^{3+}(aq)$	+1.61
$\text{MnO}_4^{-}(aq) + 8\text{H}^{+}(aq) + 5e^{-} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}(aq) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$	+1.51
$\text{Au}^{3+}(aq) + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Au}(s)$	+1.50
$\text{Cl}_2(g) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{Cl}^{-}(aq)$	+1.36
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(aq) + 14\text{H}^{+}(aq) + 6e^{-} \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+}(aq) + 7\text{H}_2\text{O}(l)$	+1.33
$\text{MnO}_2(s) + 4\text{H}^{+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}(aq) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$	+1.23
$\text{O}_2(g) + 4\text{H}^{+}(aq) + 4e^{-} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(l)$	+1.23
$\text{Br}_2(l) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{Br}^{-}(aq)$	+1.07
$\text{NO}_3^{-}(aq) + 4\text{H}^{+}(aq) + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{NO}(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$	+0.96
$2\text{Hg}^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}(aq)$	+0.92
$\text{Hg}_2^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{Hg}(l)$	+0.85
$\text{Ag}^{+}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons \text{Ag}(s)$	+0.80
$\text{Fe}^{3+}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}(aq)$	+0.77
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}^{+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2(aq)$	+0.68
$\text{MnO}_4^{-}(aq) + 2\text{H}_2\text{O}(l) + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{MnO}_2(s) + 4\text{OH}^{-}(aq)$	+0.59
$\text{I}_2(s) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{I}^{-}(aq)$	+0.53
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l) + 4e^{-} \rightleftharpoons 4\text{OH}^{-}(aq)$	+0.40
$\text{Cu}^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}(s)$	+0.34
$\text{AgCl}(s) + e^{-} \rightleftharpoons \text{Ag}(s) + \text{Cl}^{-}(aq)$	+0.22
$\text{SO}_4^{2-}(aq) + 4\text{H}^{+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{SO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$	+0.20
$\text{Cu}^{2+}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{+}(aq)$	+0.15
$\text{Sn}^{4+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}(aq)$	+0.13
$2\text{H}^{+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{H}_2(g)$	0.00
$\text{Pb}^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Pb}(s)$	-0.13
$\text{Sn}^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Sn}(s)$	-0.14
$\text{N}_2(g) + 5\text{H}^{+}(aq) + 4e^{-} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^{+}(aq)$	-0.23
$\text{Ni}^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Ni}(s)$	-0.25
$\text{Co}^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Co}(s)$	-0.28
$\text{PbSO}_4(s) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Pb}(s) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	-0.31
$\text{Cd}^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Cd}(s)$	-0.40
$\text{Fe}^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Fe}(s)$	-0.44
$\text{Cr}^{3+}(aq) + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Cr}(s)$	-0.74
$\text{Zn}^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Zn}(s)$	-0.76
$2\text{H}_2\text{O}(l) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + 2\text{OH}^{-}(aq)$	-0.83
$\text{Mn}^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Mn}(s)$	-1.18
$\text{Al}^{3+}(aq) + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Al}(s)$	-1.66
$\text{Mg}^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Mg}(s)$	-2.37
$\text{Na}^{+}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons \text{Na}(s)$	-2.71
$\text{Ca}^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Ca}(s)$	-2.87
$\text{Sr}^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Sr}(s)$	-2.89
$\text{Ba}^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Ba}(s)$	-2.90
$\text{K}^{+}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons \text{K}(s)$	-2.93
$\text{Li}^{+}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons \text{Li}(s)$	-3.05

*Written as reductions; E° value refers to all components in their standard states: 1 *M* for dissolved species; 1 atm pressure for gases; the pure substance for solids and liquids.

Mengitung potensial sel

- Potensial sel dalam keadaan standar (E^0_{sel}) dapat dihitung dari potensial elektroda standar
- Setiap elektroda cenderung menarik elektron. Yang menang adalah yang potensial reduksinya terbesar. Elektroda yang kuat akan menerima elektron (katoda), lainnya memberikan elektroda (anoda)

$$E_{\text{sel}} = E_{\text{kat}} - E_{\text{ano}}$$

Cara menentukan katoda dan anoda serta E^0_{sel}

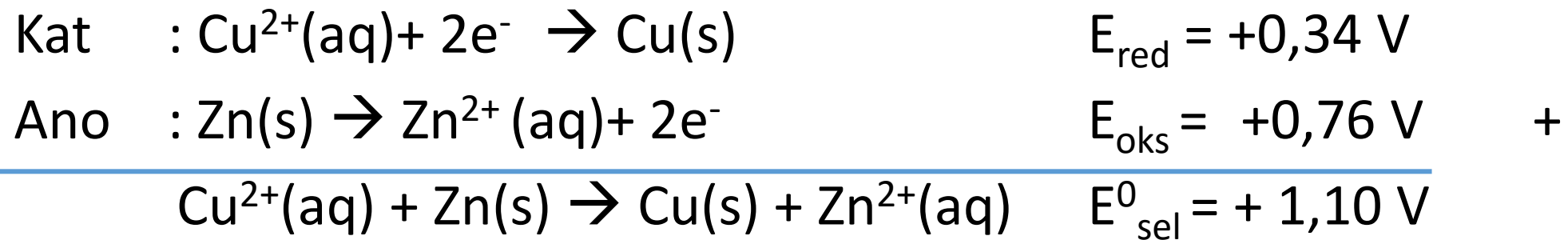
1. Tuliskan reaksi reduksi kedua elektroda berserta nilai potensialnya
2. Sebagai katoda adalah yang besar potensial reduksinya dan tuliskan reaksi tersebut beserta E_{red} nya.
3. Elektroda yang lain sebagai anoda dan tuliskan reaksi oksidasinya (dengan menbalik reaksi reduksi) serta E_{oks} nya.
4. Kalikan reaksi dengan bilangan bulat agar jumlah elektron yang diterima sama dengan yang dilepaskan, sedangkan nilai potensial elektroda tetap (tidak dikalikan)
5. Tuliskan reaksi redoks dan cari E^0_{sel} dengan rumus.

$$E^0_{\text{sel}} = E^0_{\text{red}} - E^0_{\text{oks}}$$

Hitunglah E^0_{sel} yang dibuat dari elektroda Cu Zn dalam keadaan standar

Penyelesaian:

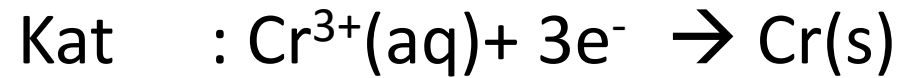
Dari tabel diperoleh:



Hitunglah potensial sel yang terdiri dari elektroda Zn dan Cr dalam keadaan standar

Penyelesaian:

Dari tabel diperoleh:

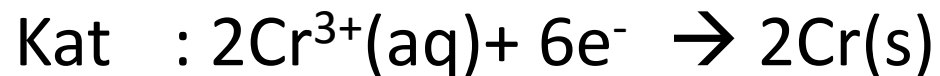


$$E_{\text{red}} = -0,74 \text{ V}$$



$$E_{\text{oks}} = +0,76 \text{ V}$$

Samakan jumlah elektronnya:



$$E_{\text{red}} = -0,74 \text{ V}$$



$$E_{\text{oks}} = +0,76 \text{ V} \quad +$$



$$E_{\text{sel}}^0 = +0,02 \text{ V}$$

Persamaan Nernst

- Reaksi redoks tidak berjalan secara kontak langsung antara kedua pereaksi, tetapi dengan perpindahan electron melalui kawat penghubung
- Sel dapat berfungsi sebagai sumber listrik dalam waktu tertentu, yang berarti electron mengalir berangsur-angsur dan tidak sekaligus → reversibel
- 1 electron mempunyai muatan $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol electron} &= \frac{6,02 \times 10^{23}}{1,602 \times 10^{19}} \text{ C} \\ &= 96500 \text{ C} \rightarrow 1\text{F} \end{aligned}$$

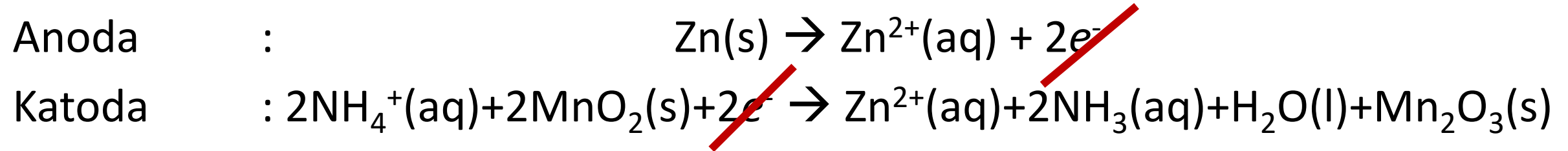


Batere Sel Kering



- Sel Leclanche
- Anoda: sebuah kaleng/ wadah seng bersentuhan dengan mangan dioksida (MnO_2) dan sebuah elektrolit
- Elektrolit: ammonium klorida dan seng dalam air ditambahkan pati sebagai pengental agar menyerupai pasta dan tidak bocor
- Katoda: sebatang karbon yang direndam dalam elektrolit (bagian tengah)

Reaksi pada baterai sel kering

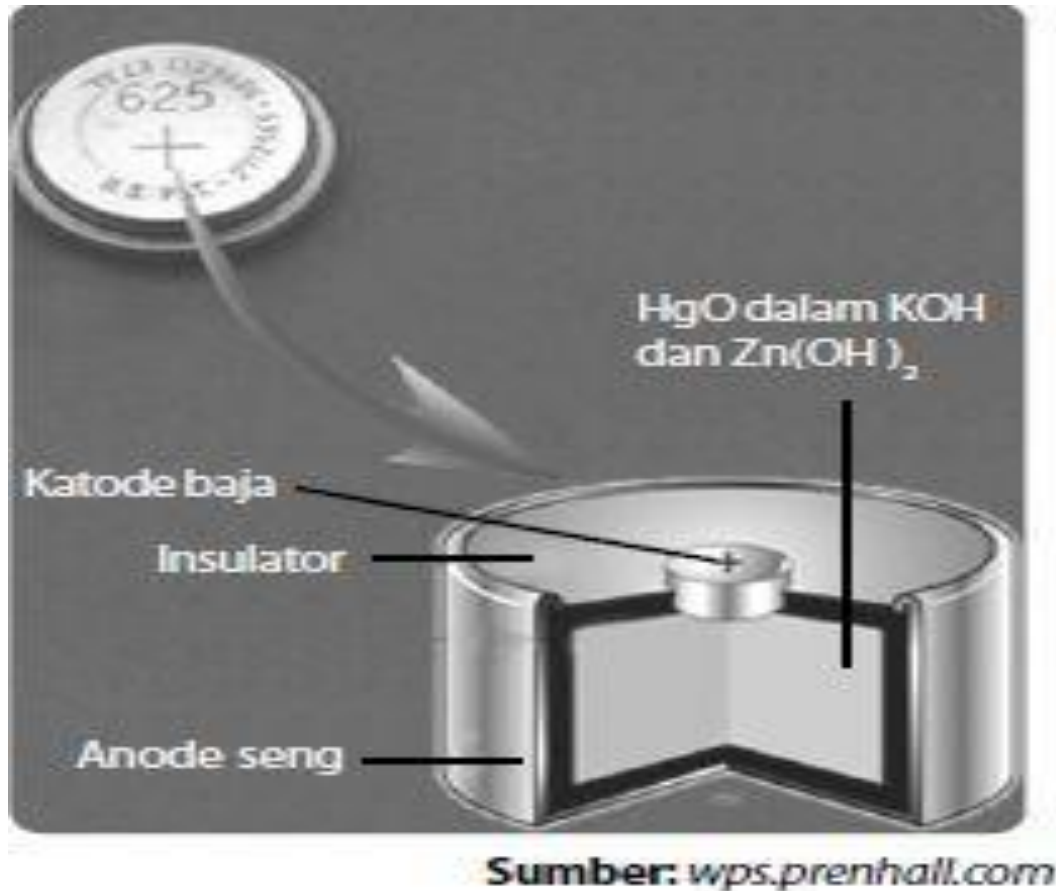


Keseluruhan : $\text{Zn(s)} + 2\text{NH}_4^+(\text{aq}) + 2\text{MnO}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} + \text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s})$

Voltase yang dihasilkan : 1,5 volt

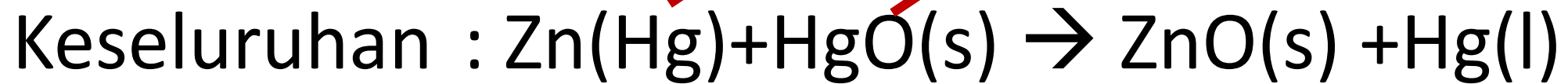
Digunakan untuk lampu senter, radio, dll

Batere Merkuri



- Ditempatkan dalam sebuah silinder baja antikarat,
- Anoda: seng (diamalgamkan dengan merkuri) yang bersentuhan dengan elektrolit alkali kuat yang mengandung seng oksida dan merkuri II oksida
- Katoda: baja

Reaksi sel baterai merkuri

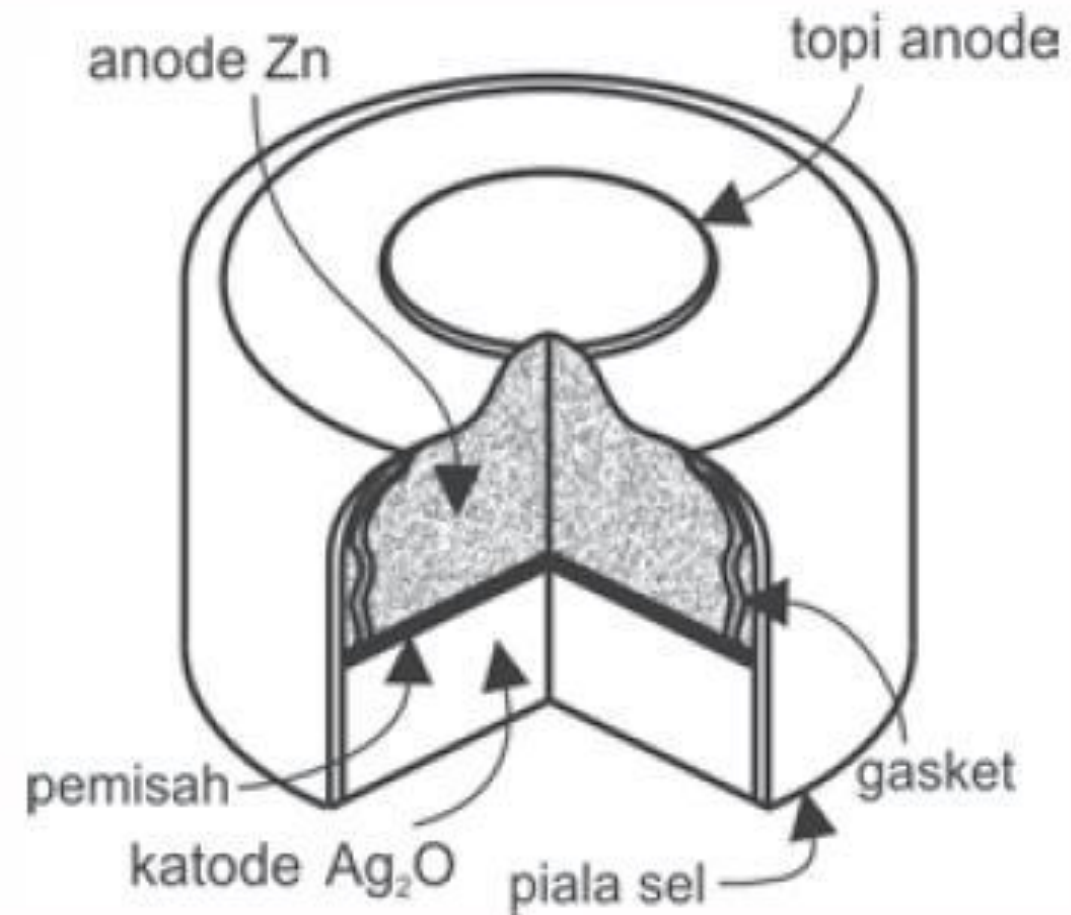


Voltase: 1,35 V

Memiliki kapasitas jauh lebih tinggi dan awet

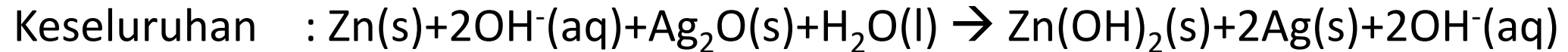
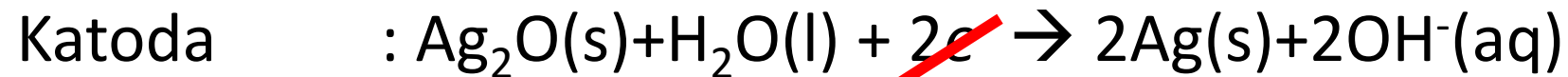
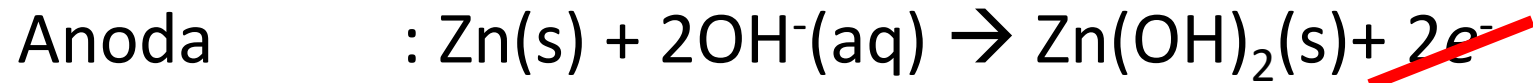
Banyak digunakan untuk: alat pacu jantung, alat bantu dengar, arloji listrik dan pengatur cahaya

Batere perak oksida



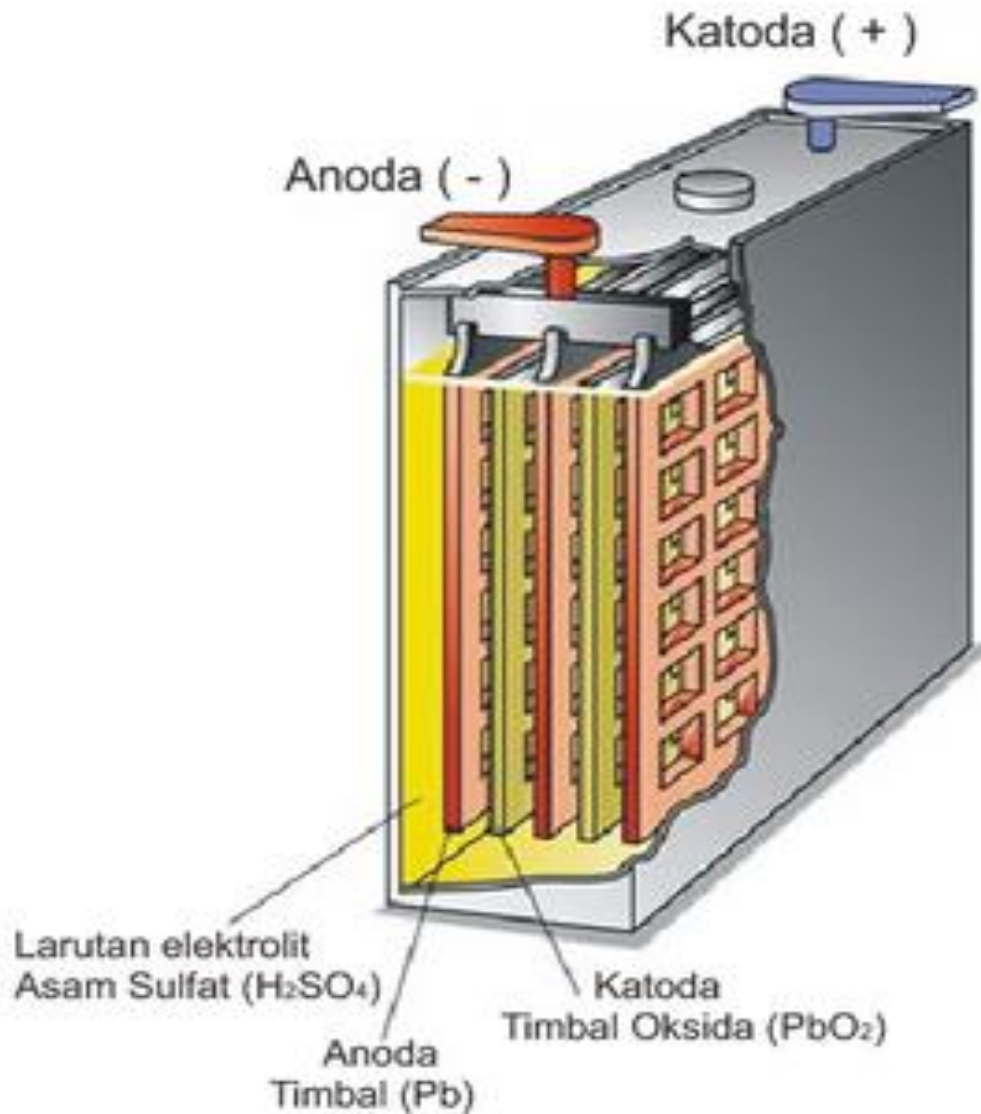
- Katoda: Ag_2O (di bagian bawah)
- Anoda : Seng (di bagian atas)
- Dibatasi oleh isolator

Reaksi yang terjadi pada baterai perak oksida



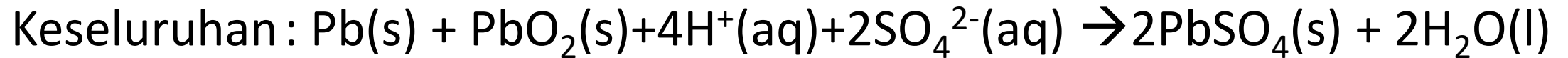
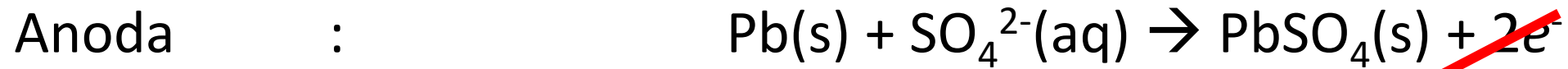
- Berukuran kecil, tahan lama, dan mahal
- Banyak digunakan dalam elektronik kecil
- Digunakan: jam tangan, kamera, kalkulator, dsb

Batere bertimbal (aki)



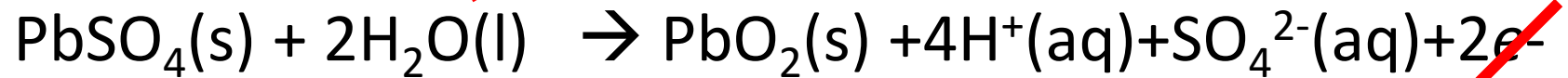
- Anoda: Timbal
- Katoda: Timbal dioksida (PbO_2) dikemas pada sebuah plat logam
- Katoda dan anoda dicelupkan dalam larutan asam sulfat
- Aki dapat memberi banyak arus dalam waktu singkat
- Dapat diisi ulang

Reaksi sel pada baterai bertimbal (aki)



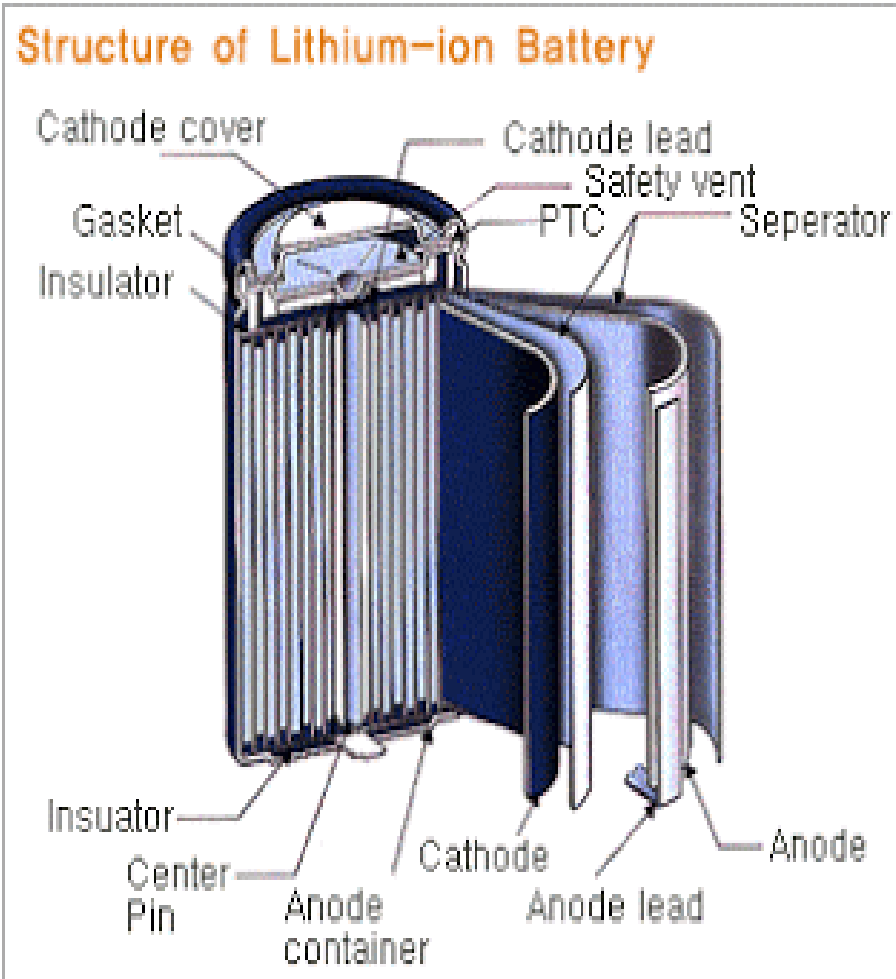
- **Setiap sel menghasilkan 2V, total ada 12 volt**

Reaksi sel pada aki (isi ulang)



- Reaksi elektrokimia menggunakan asam sulfat
- Seberapa kurang aki dapat diperiksa dengan mengukur kerapatan elektrolit dengan hydrometer
- Kerapatan cairan dalam aki yang baik dan penuh harus sama atau lebih besar dari 1,2 g/mL
- Perhitungan termodinamika \rightarrow emf dari banyak sel elektrokimia menurun dengan menurunnya suhu

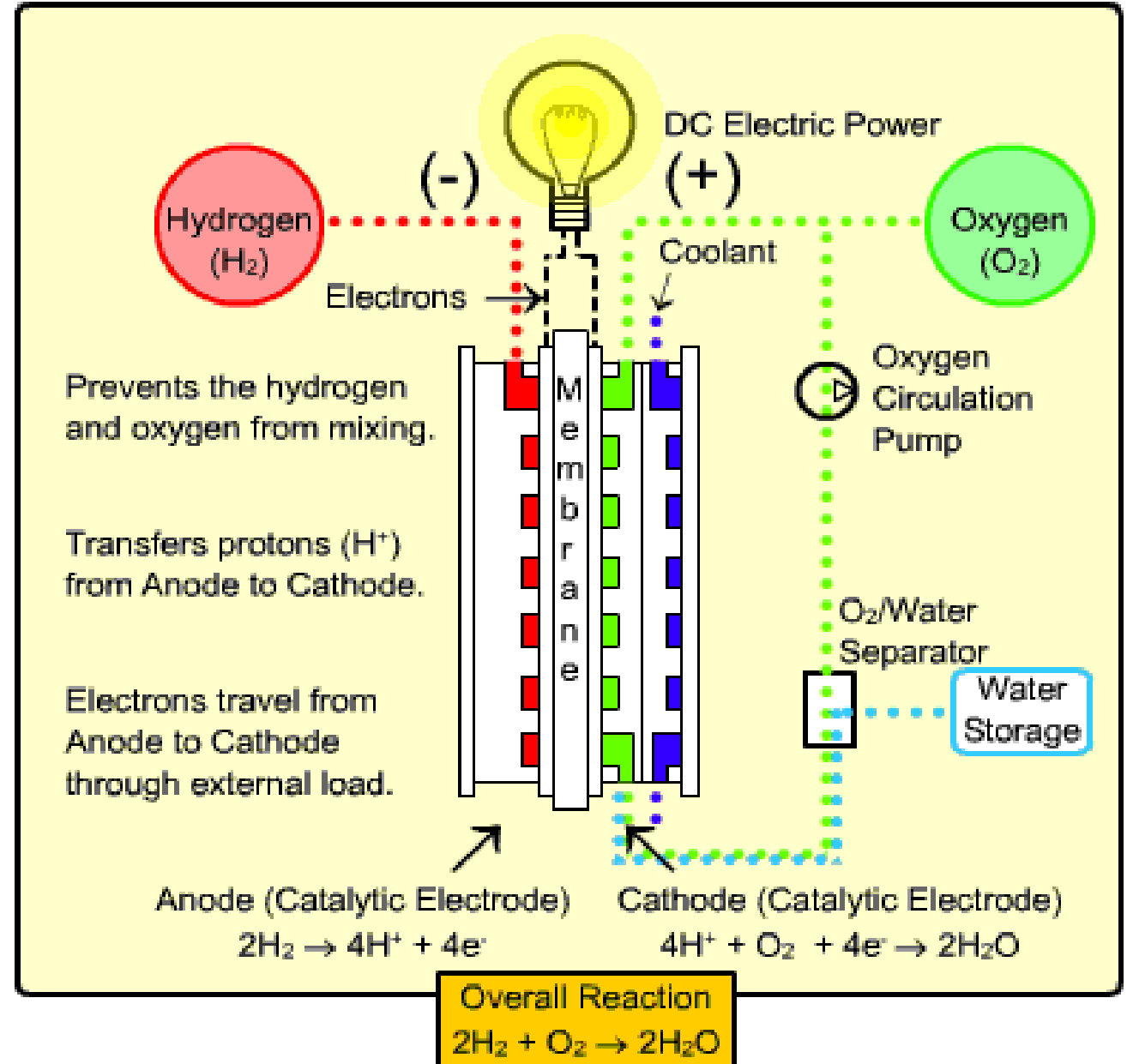
Batere Lithium



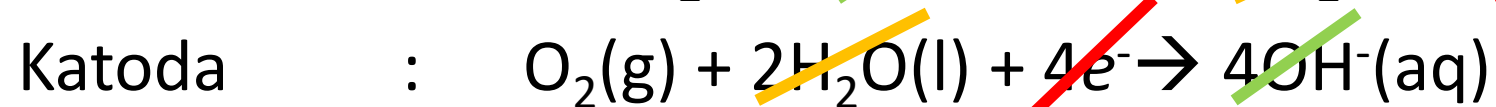
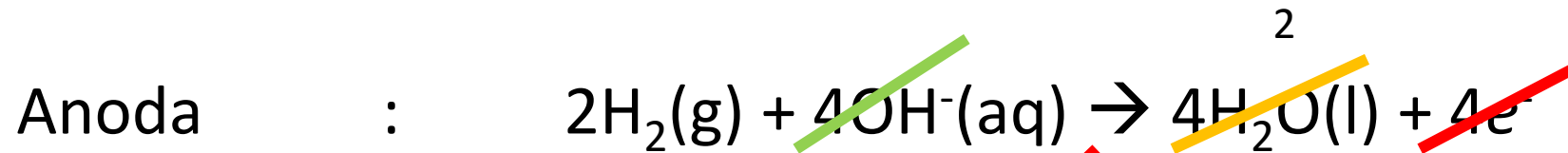
- Anoda : lithium
- Memiliki nilai E^0 paling negative
- Lithium, logam ringan (hanya diperlukan 6,941 g Li saja untuk menghasilkan 1 mol electron)
- Elektrolit: bahan polimer yang akan melewatkan ion tetapi menahan electron
- Katoda: TiS_2 atau V_6O_{13}

Sel Bahan Bakar

- Sel bahan bakar Hidrogen oksigen
- Terdiri atas larutan elektrolit (lar. Kalium hidroksida dan 2 elektroda inert)
- Gas H_2 dan O_2 dihembuskan lewat kompartmen anoda dan katoda

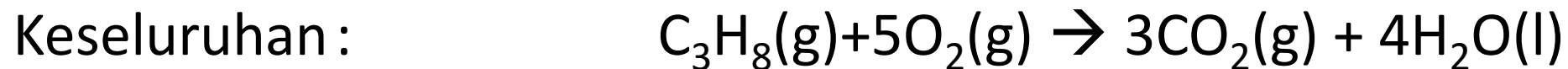
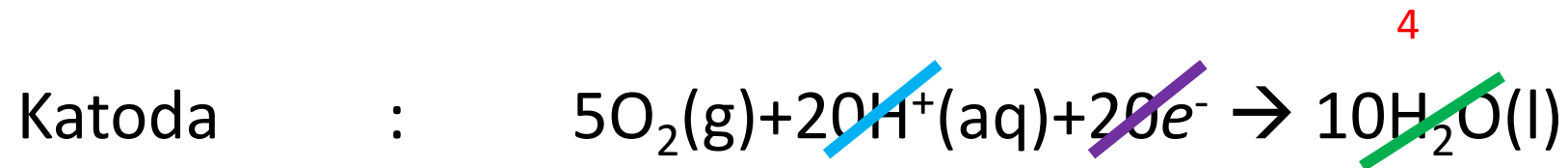


Reaksi yang terjadi pada sel bahan bakar

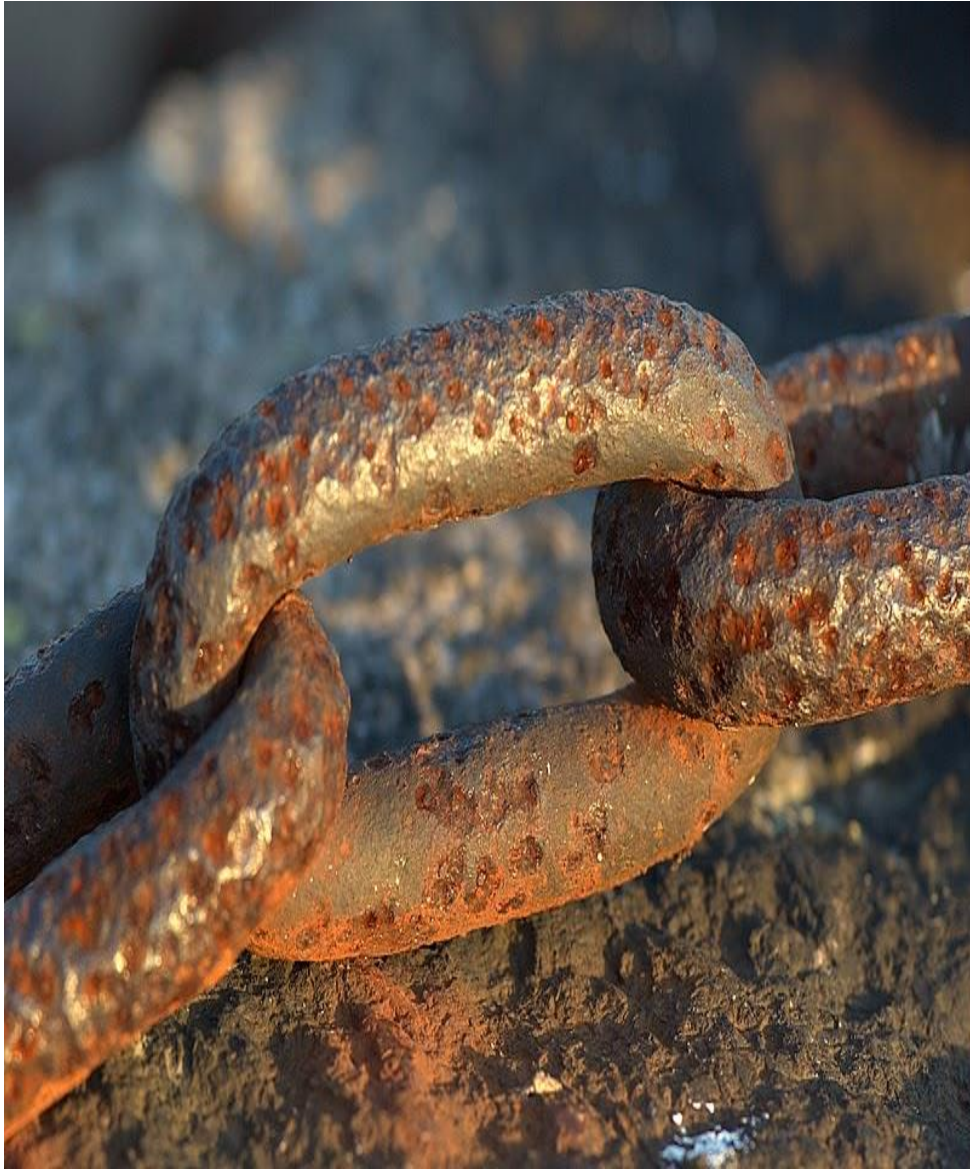


- $E^0_{\text{sel}} = E^0_{\text{Katoda}} - E^0_{\text{Anoda}}$
 $= 0,40 - (-0,83) \text{ V}$
 $= 1,23 \text{ V}$
- Reaksi spontan pada kondisi keadaan-standar
- Digunakan dalam kendaraan ruang angkasa

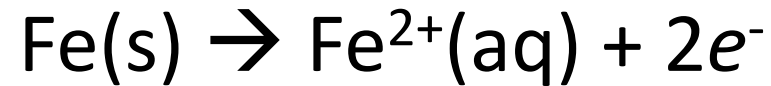
Reaksi sel bahan bakar (propane-oksigen)



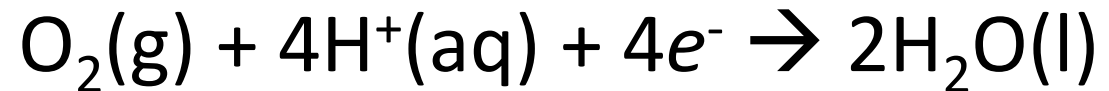
Korosi



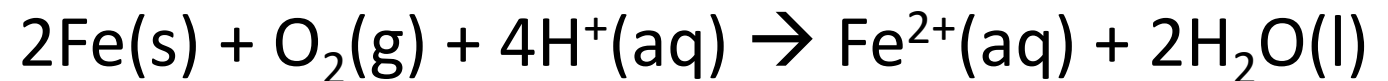
- Satu wilayah permukaan besi → anoda:



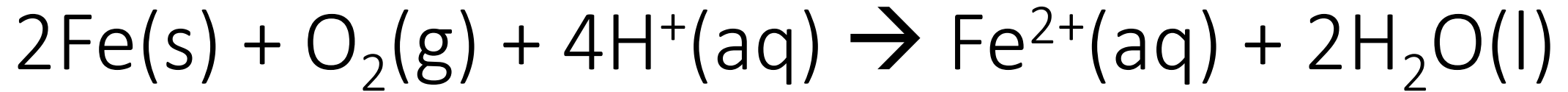
- Elektron yang dilepas mereduksi oksigen di atmosfer pada katoda, yang merupakan wilayah lain



- Reaksi keseluruhan:

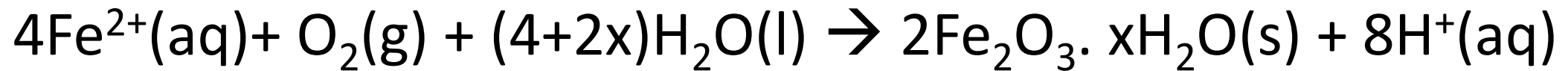


$$\begin{aligned} E^0_{\text{sel}} &= E^0_{\text{katoda}} - E^0_{\text{anoda}} \\ &= 1,23 - (-0,44) \\ &= 1,67 \text{ V} \end{aligned}$$



- Reaksi berlangsung dalam suasana asam, ion H^+ dipasok sebagian oleh reaksi karbon dioksida di atmosfer dengan air membentuk H_2CO_3

- Ion Fe^{2+} yang terbentuk pada anoda dioksidasi lagi oleh oksigen:



- Bentuk terhidrasi dari Besi (III) Oksida yang dikenal sebagai karat (rust)
- Korosi juga terjadi pada aluminium.
- Aluminium memiliki kecenderungan jauh lebih besar untuk teroksidasi dibanding besi (Al memiliki potensial reduksi lebih negative dari Fe)

Apakah Pesawat udara perlahan-lahan akan terkorosi oleh badai?

Apakah kaleng minum berkarbonasi berubah menjadi tumpukan aluminium terkorosi?

Jawabannya:

TIDAK

Karena lapisan aluminium (Al_2O_3) tak larut yang terbentuk pada permukaannya ketika logam terpapar ke udara berfungsi melindungi aluminium di bawahnya dari korosi lebih lanjut.

BERBEDA

Karat yang terbentuk pada permukaan besi terlalu berpori sehingga tidak mampu melindungi logam di bawahnya