

REAKSI REDUKSI OKSIDASI

(LKM Mata Kuliah Prinsip-Prinsip Kimia Anorganik)



Oleh

Kelompok 11

1. Emilia Nafaza (2013023002)
2. Erviantina H (2013023036)
3. Sindi Amalia (2013023048)

PROGRAM STUDI PENDIDIKAN KIMIA

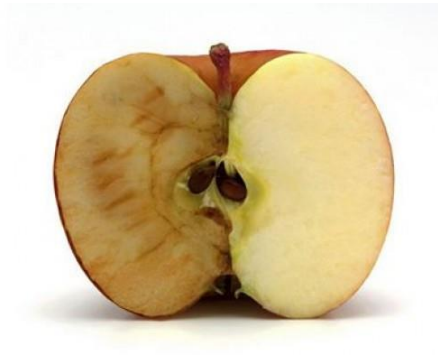
FAKULTAS KEGURUAN DAN ILMU PENDIDIKAN

JURUSAN PENDIDIKAN MATEMATIKA DAN ILMU PENGETAHUAN ALAM

UNIVERSITAS LAMPUNG

2021

Dalam kehidupan sehari-hari tentu kita makan buah apel baik dimakan secara langsung ataupun dengan ,mengupasnya terlebih dahulu apabila di diamkan ternyata daging buah yang dikupas mengalami perubahan warna dari putih ke coklat. Warna daging buah apel ini disebabkan oleh terjadinya reaksi oksidasi. Selain itu, dalam kehidupan sehari-hari kita juga sering melihat pagar besi mengalami pengkaratan. Pengkaratan pada besi juga karena besi mengalami reaksi oksidasi.



a) Gambar Apel Mengalami Perubahan Warna



b) Gambar Besi Berkarat

Oksigen bereaksi dengan banyak unsur membentuk senyawa yang disebut sebagai oksida. Pengertian oksidasi dihubungkan dengan reaksi unsur atau senyawa dengan oksigen. Seiring dengan perkembangan kimia, istilah oksidasi dan reduksi juga dikembangkan dan disempurnakan.

1. Uraikan dengan disertai contoh reaksi terkait perkembangan reaksi redoks:

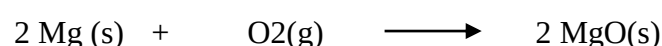
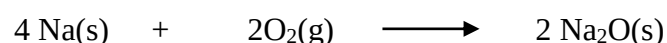
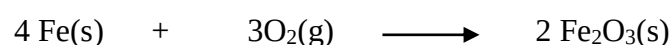
a) Pengikatan dan pelepasan oksigen

Jawaban :

Pada awalnya muncul Reaksi redoks meliputi pengikatan oksigen dan pelepasan oksigen. Reaksi pengikatan oksigen dikenal dengan reaksi oksidasi dan Reaksi pelepasan Oksigen dikenal Reaksi reduksi.

1) Pengikatan Oksigen (Reaksi Oksidasi)

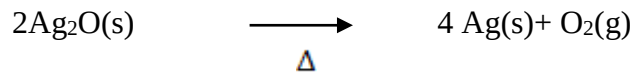
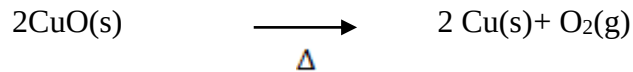
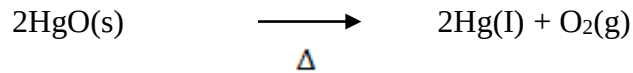
Contoh dalam kehidupan sehari-hari ialah pada perkaratan besi. Beberapa contoh dari reaksi pengikatan oksigen sebagai berikut :



Persamaan dari ketiga reaksi diatas adalah Logam sama-sama mengikat oksigen membentuk oksidasinya.

2) Pengelepasan Oksigen (Reaksi Reduksi)

Berikut beberapa contoh reaksi berkaitan dengan pengelepasan Oksigen



Persamaan dari ketiga reaksi diatas adalah sama sama melepaskan oksigen .

Reaksi Reduksi dan Oksidasi ini dikenal dengan Reaksi Redoks.

b) Pengelepasan dan penangkapan elektron

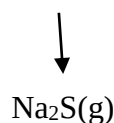
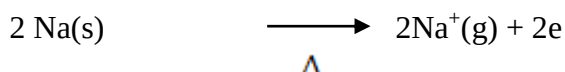
Jawaban :

Perkembangan konsep reaksi redoks selanjutnya yaitu Reaksi Penangkapan elektron dan Reaksi Pengelepasan elektron. Hal ini didasarkan karena Reaksi Berikut :

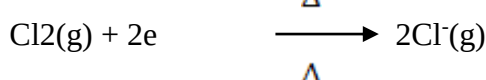
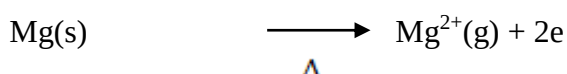


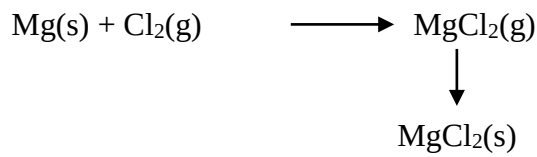
Berdasarkan reaksi diatas , Logam natrium, magnesium, dan besi mengalami reaksi oksidasi. Fenomena ini tidak dapat dijelaskan dengan dengan konsep reaksi redoks sebelumnya yaitu Reaksi pengikatan dan pengelepasan oksigen , Sehingga muncullah Konsep baru yaitu Pengelepasan dan Penangkapan elektron.

Untuk reaksi logam natrium :

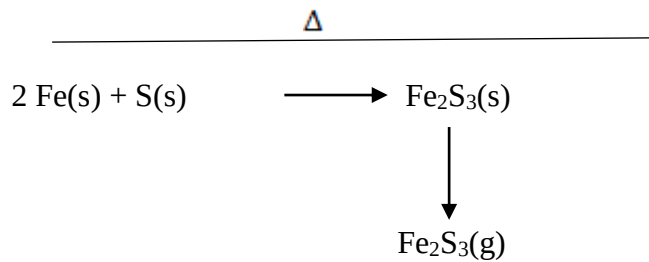
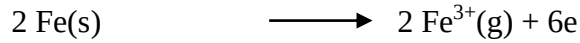


Untuk reaksi logam magnesium:





Untuk reaksi Besi



Berdasarkan reaksi reaksi diatas logam Natrium(Na), Magnesium(Mg), dan Besi (Fe) memiliki persamaan yakni zat-zatnya sama sma melepaskan elektron. Berdasarkan hal tersebut Zat yang melepaskan elektron dikenal dengan Reaksi Oksidasi. Sedangkan pada reaksi reaksi diatas terlihat pula bahwa Gas klorin (Cl-) dengan padatan belerang B(s) memiliki persamaan yakni zat-zatnya sama sama menangkap elektron. Zat yang menangkap elektron ini dikenal dengan Reaksi Reduksi.

2. Pada perkembangan reaksi redoks yang berkaitan dengan kenaikan dan penurunan bilangan oksidasi

- a) Uraikan definisi bilangan atau tingkat oksidasi

Jawaban :

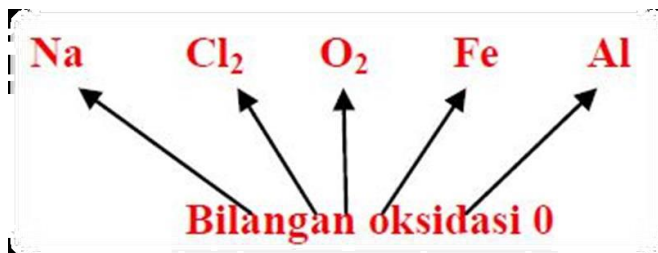
Dalam suatu ikatan kimia tidak semua senyawa memiliki ikatan kovalen ataupun ikatan ionik murni. Atas dasar tersebut seorang kimiawan Wichelhouse pada tahun 1868 memperkenalkan istilah valensi sebagai bilangan yang menyatakan afinitas suatu unsur atau daya tampung unsur itu dengan unsur lain. Akan tetapi istilah tersebut diperdebatkan oleh para ahli hingga para ahli menyepakati penggunaan istilah tingkat oksidasi atau bilangan oksidasi (biloks). Biloks dinyatakan sebagai derajat zat terhadap harga elektronegativitasnya. Apabila dalam suatu ikatan atom unsur memiliki harga elektronegativitas besar disepakati memiliki biloks negatif, dan sebaliknya atom unsur memiliki harga elektronegativitas kecil memiliki biloks positif.

- b) Uraikan terkait aturan yang disepakati dalam penentuan bilangan atau tingkat oksidasi

Jawaban :

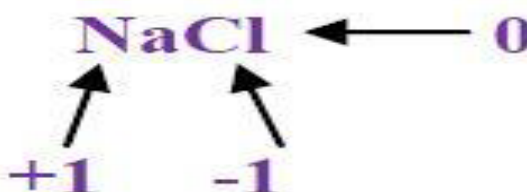
Terdapat beberapa aturan dalam menyepakati istilah biloks. Aturan- aturan tersebut antara lain:

- 1) Unsur bebas (seperti: H_2 , O_2 , N_2 , P_4 , S_8 , Cl_2 , Na, Mg, Fe, Cu) memiliki biloks 0 (nol).



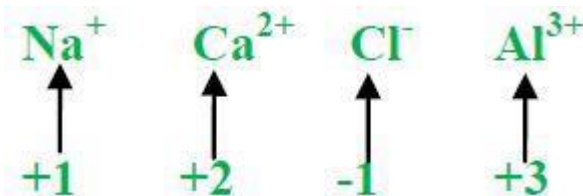
- 2) Semua atom unsur dalam satuan rumus memiliki jumlah total biloks 0 (nol).

Contoh :

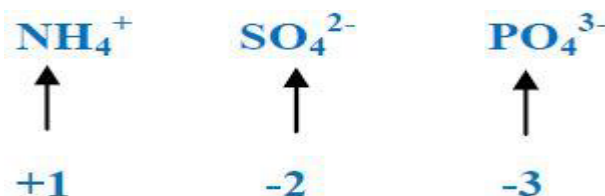


- 3) Apabila satuan rumus berupa ion, baik ion monoatomik maupun poliatomik, maka semua atom unsur memiliki jumlah total biloks sama dengan muatan ion tersebut.

Contoh ion monoatomik:



Contoh ion poliatomik:



- 4) Dalam senyawanya logam-logam aktif seperti golongan alkali memiliki biloks +1, sedangkan logam-logam alkali tanah memiliki biloks +2.

Contoh :



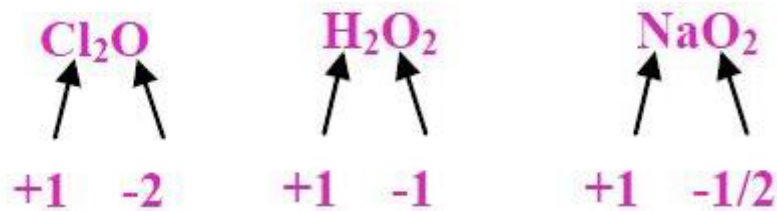
- 5) Umumnya atom H dalam senyawanya memiliki biloks +1, kecuali dalam senyawa hidrida logam memiliki biloks -1.

Contoh :



- 6) Umumnya atom O dalam senyawanya memiliki biloks -2, kecuali dalam senyawa peroksida memiliki biloks -1 dan dalam senyawa superoksida memiliki biloks -1/2.

Contoh :

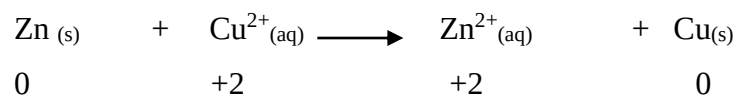


- 7) Atom F dalam senyawanya memiliki biloks -1

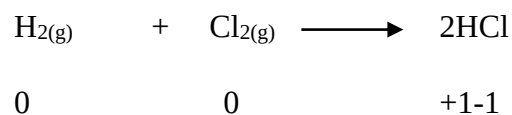
c) Uraikan dengan disertai contoh terkait reaksi redoks

Jawab :

1) Reaksi Pertama



2) Reaksi Kedua



Dari kedua reaksi tersebut logam seng (Zn) dan gas hidrogen (H) mengalami reaksi oksidasi, zat-zat tersebut mengalami kenaikan biloks. Sedangkan reaksi Tembaga II (Cu) dan Gas Klorin (Cl) mengalami Reduksi, zat-zat tersebut mengalami penurunan biloks

3. Berlangsung atau tidaknya reaksi redoks berkaitan dengan potensial reaksi redoks

a) Uraikan dan bandingkan terkait potensial reaksi dan potensial reaksi standar

Jawab :

Potensial reaksi merupakan gaya yang menggerakkan berlangsungnya suatu reaksi. Dalam reaksi redoks potensial reaksi dilokalisasi pada permukaan electrode atau pada suatu titik di tempat kedua zat bersinggungan. Potensial reaksi berkaitan dengan energy bebas Gibbs, dimana energy bebas Gibbs menunjukan ukuran kespontanan reaksi. Dalam reaksi redoks, hubungan potensial reaksi dengan energy bebas Gibbs dinyatakan

dalam dengan persamaan berikut.

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ \quad \dots(1)$$

Dimana

ΔG° = energi bebas gibbs standar (j)

n = jumlah mol elektron yang terlibat dalam reaksi

F = tetapan faraday (J/mol.V) = 96500 J/mol.V

E° = potensial reaksi standar (V)

Perubahan energi bebas standar adalah

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K \dots\dots\dots(2)$$

Jadi jika digabungkan persamaan (1) dan (2)

$$-nFE^\circ = -RT \ln K \quad \dots(3)$$

Sehingga di peroleh untuk E°

$$E^\circ = \frac{RT}{nF} \ln K \quad \dots(4)$$

Bila T= 298K maka persamaan 4 dapat di sederhanakan dengan mendistribusikan R dan F

$$E^\circ = \frac{(8,313 \frac{J}{K \cdot mol})(298 K)}{n(96500 \frac{J}{V \cdot mol})} \ln K$$
$$E^\circ = \frac{0,0257V}{n} \ln K \quad \dots(5)$$

Berdasarkan persamaan (1) potensial reaksi berbanding lurus dengan energy bebas Gibbs. Apabila harga potensial reaksi besar (positif), maka reaksi redoks dapat berlangsung atau bereaksi secara spontan.

Berdasarkan persamaan (1) meskipun potensial reaksi redoks memiliki satuan V, tetapi potensial reaksi redoks ditandai dengan huruf E, hal ini dikarenakan potensial reaksi redoks menyatakan electromotive force, emf atau daya dorong electron.

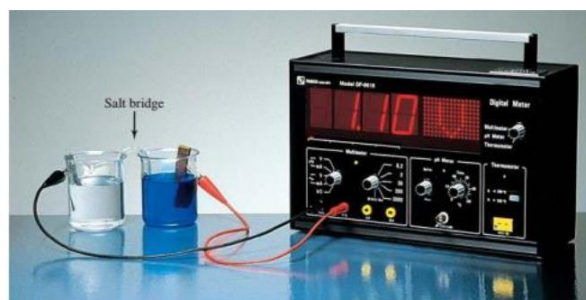
b) Bagaimanakah cara menentukan potensial reaksi dan potensial reaksi standar

Jawab :

Potensial reaksi standar E° adalah potensial reaksi redoks bila konsentrasi zat terlarut 1 M, semua gas pada tekanan 1 atm dan suhu normal 25°C . Untuk membandingkan kecenderungan suatu logam mengalami oksidasi atau reduksi tidak bisa diukur secara langsung namun digunakan elektroda pembanding, yaitu elektroda hidrogen. Elektroda Hidrogen terdiri dari gas H_2 dengan tekanan 1 atm yang dialirkan melalui sekeping logam platina (Pt) yang dilapisi serbuk Pt halus pada suhu 25°C dalam larutan asam (H^+) 1 M, dan Elektroda Hidrogen diberi nilai potensial sebesar 0,00 Volt.

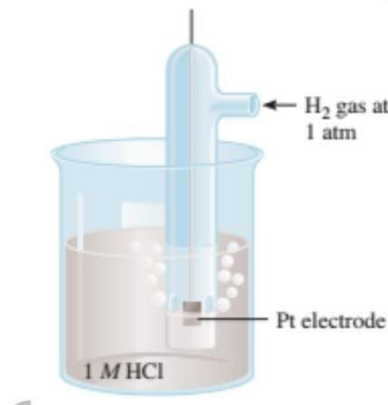
Jika konsentrasi ion Cu^{2+} dan Zn^{2+} keduanya adalah 1 M, ternyata potensial listrik atau *emf* dari sel Daniell adalah 1,10 V pada 25°C tampak pada **gambar 2**.

potensial ini berhubungan dengan reaksi redoks yang berlangsung. Reaksi keseluruhan sel adalah jumlah dari kedua reaksi setengah-sel, *emf* yang terukur dari sel pun dapat dianggap sebagai selisih dari potensial listrik pada elektroda Zn dan Cu. Dengan mengetahui salah satu potensial elektroda kita dapat menghitung potensial lainnya dengan operasi pengurangan (1,10 V). Tidak mungkin mengukur potensial salah satu sel saja. Ilmuwan pada akhirnya menetapkan satu jenis elektroda sebagai standar dan mematok nilai potensial elektroda tersebut sebagai nol. Kesepakatan ini dapat kita gunakan untuk menentukan potensial dari elektroda lain. Elektroda yang digunakan sebagai standar adalah elektroda hidrogen (SHE= standard hydrogen electrode) dengan $[\text{H}^+]$ 1 M dan tekanan gas hidrogen 1 atm.



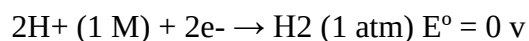
Gambar 1. Perangkat sel Daniell diukur potensial selnya

Sebagai contohnya elektroda hidrogen yang ditunjukkan pada **gambar 2**. Gas hydrogen dihembuskan kedalam larutan asam klorida pada 25 °C. Elektroda platinanya memiliki dua fungsi. Pertama adalah menyediakan permukaan tempat terjadinya penguraian molekul hydrogen:



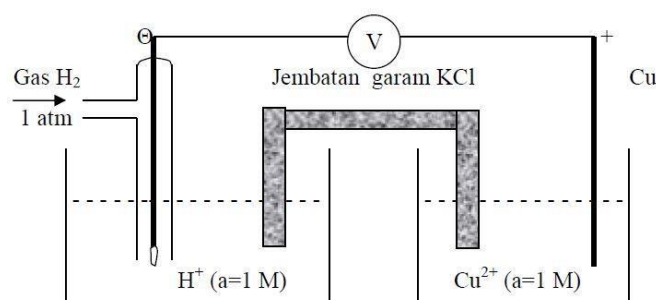
Gambar 2.Elektroda hidrogen pada keadaan standar

Fungsi kedua adalah sebagai penghantar listrik ke rangkaian eksternal. Pada kondisi keadaan-standar (ketika tekanan H_2 1 atm dan konsentrasi larutan HCl 1 M), potensial reduksi H^+ pada 25 °C adalah nol:



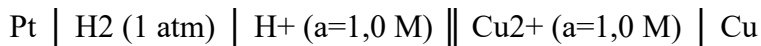
Superskrib “°” menyatakan kondisi keadaan standar dan E° adalah potensial reduksi standar, atau voltase yang berkaitan dengan reaksi reduksi pada suatu elektroda ketika semua zat terlarut 1 M dan semua gas pada 1 atm. Jadi potensial reduksi standar dari elektroda hydrogen ditetapkan sebagai nol. Elektroda ini dinamakan elektroda hydrogen standar (SHE, *standardhydrogen electrode*).

Potensial elektrode standar diukur berdasarkan reaksi reduksinya. Untuk mengukur nilai potensial reduksi ion tembaga(II) menjadi tembaga, dengan cara membandingkan dengan SHE, (*standardhydrogen electrode*).

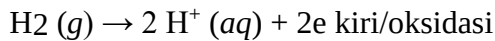


Gambar 3. cara pengukuran potensial standar

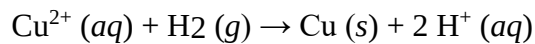
Elektode hidrogen standar ditempatkan di sebelah kiri sebagai anoda dan elektode tembaga di sebelah kanan sel elektrokimia sebagai katoda. Sistem sel elektrokimia tersebut jika dituliskan notasi selnya adalah sebagai berikut:



Persamaan setengah selnya adalah:



Kombinasi dua persamaan tersebut menjadi reaksi total sebagai berikut:



Besarnya emf sel dituliskan sebagai:

$$E^\circ (\text{sel}) = E^\circ (\text{katoda/reduksi}) - E^\circ (\text{anoda/oksidasi})$$

Atau untuk kondisi/keadaan standar besarnya E sel:

$$E^\circ (\text{sel}) = E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ (\text{SHE})$$

Telah dibuat perjanjian bahwa nilai potensial elektode standar untuk elektode standar hidrogen adalah nol, maka pada sistem pengukuran di atas emf yang terukur merupakan nilai potensial reduksi standar elektode tembaga untuk proses reaksi reduksi tembaga(II) menjadi tembaga. Atau secara matematis:

$$E^\circ (\text{SHE}) = 0 \text{ volt, maka}$$

$$E^\circ (\text{sel}) = E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$$

Pada pengukuran pada keadaan standar didapatkan nilai potensial standar reaksi tersebut 0,34 Volt. Maka $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$. Pengukuran nilai potensial elektode standar suatu sistem reaksi reduksi yang lain menggunakan cara yang sama seperti contoh diatas. Dengan cara tersebut diperoleh nilai potensial reduksi standar dari berbagai reaksi yang selengkapnya dapat dilihat pada tabel 1.

Standard Reduction Potentials at 25°C*

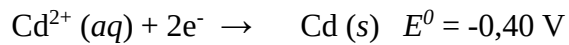
Half-Reaction	$E^{\circ}(\text{V})$
$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^{-} \longrightarrow 2\text{F}^{-}(\text{aq})$	+2.87
$\text{O}_3(\text{g}) + 2\text{H}^{+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$	+2.07
$\text{Co}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^{-} \longrightarrow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

*For all half-reactions the concentration is 1 M for dissolved species and the pressure is 1 atm for gases. These are the standard-state values.

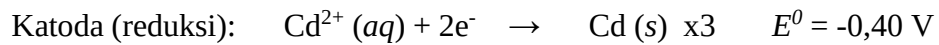
- Semakin positif E° makin besar kecenderungan suatu zat mengalami reduksi.
- Tanda E° berubah jika arah reaksi dibalik ($E^{\circ} \text{ red} = -E^{\circ} \text{ oks}$)
- Mengubah koefisien stoikiometri suatu reaksi setengah-sel **tidak** mengubah nilai E°

Contoh: Berapakah potensial standar suatu sel elektrokimia dengan elektroda Cd dalam larutan 1,0 M $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ dan elektroda Cr dalam larutan 1,0 M $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$?

Kita dapat menggunakan tabel 1 untuk mengetahui potensial reduksi masing-masing larutan.



Cd oksidator yg lebih kuat, Cd akan mengoksidasi Cr Reaksi:



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

$$E^0_{\text{sel}} = -0,40 \text{ V} - (-0,74 \text{ V})$$

$$E^0_{\text{sel}} = -1,14 \text{ V}$$

- c) Uraikan dan bandingkan terkait potensial reduksi dan potensial oksidasi dan jelaskan manakah yang lebih mudah untuk digunakan?

Jawab :

Potensial reduksi adalah ukuran kemampuan suatu oksidator (zat pengoksidasi + zat tereduksi) untuk menangkap elektron dalam setengah reaksi reduksi. Potensial oksidasi kebalikan dari potensial reduksi sel elektrokimia yang sama.

Potensial oksidasi = - potensial reduksi

Oleh karena, potensial oksidasi merupakan kebalikan dari potensial reduksinya maka data potensial elektrode suatu logam tidak perlu diketahui dua-duanya, melainkan salah satu saja. Potensial reduksi standar merupakan potensial reduksi yang diukur pada keadaan standar, yaitu konsentrasi larutan 1 M dan tekanan gas 1 atm dalam suhu 25°C. Jadi, potensial reduksi lebih mudah digunakan dalam menentukan potensial sel. Nilai potensial reduksi yang lebih kecil akan dioksidasi dan yang lebih besar akan direduksi.

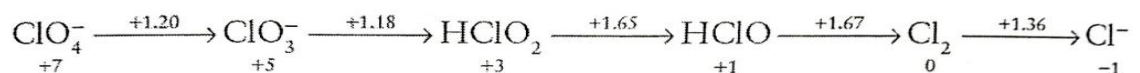
4. Uraikan terkait diagram potensial reaksi redoks dan cara memprediksi reaksi redoks yang terlibat pada:

a) Latimer

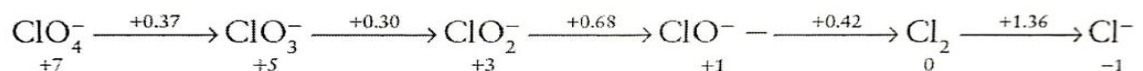
Jawaban :

Latimer menyusun harga-harga PRS (Persamaan Reduksi Standar) untuk satu set zat yang saling berhubungan., zat dengan biloks tertinggi ditempatkan di paling kiri dan serangkaian zat dari atom yang sama disusun ke kanan sesuai dengan penurunan biloks, dan harga PRS ditulis di atas garis yang menghubungkan setiap keadaan. Biloks ditulis di bawah zat yang bersangkutan. Diagram poteansial reduksi seperti yang dikenalkan oleh Latimer selanjutnya dikenal dengan diagram Latimer.

Suasana asam



Suasana basa

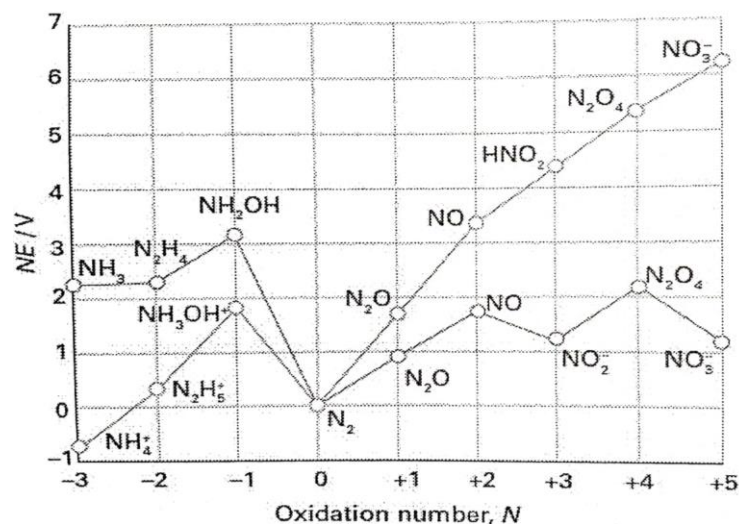


Dalam diagram Latimer, apabila pada zat tertentu harga PRS di sebelah kanan bernilai positif, maka reaksi reduksi zat tersebut menjadi zat di sebelah kanannya dapat berlangsung. Sebaliknya apabila pada zat tertentu harga PRS di sebelah kanan bernilai negatif, maka reaksi reduksi zat tersebut menjadi zat di sebelah kanannya tidak dapat berlangsung. Apabila pada zat tertentu harga PRS di sebelah kanan lebih tinggi dibandingkan di sebelah kiri, maka zat tersebut memiliki kecenderungan untuk melakukan reaksi disproportionasi atau autoreduksi menjadi zat-zat di sebelah kanan dan kiri pada diagram Latimer. Apabila pada zat tertentu harga PRS di sebelah kanan bernilai negatif dan di sebelah kirinya bernilai positif, maka zat tersebut merupakan zat yang paling stabil di antara zat-zat yang lainnya.

b) Diagram Frost

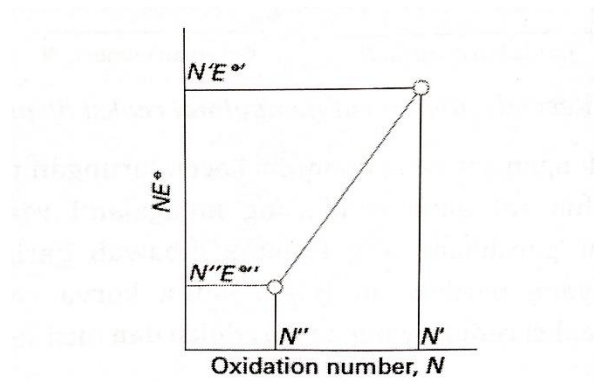
Jawaban :

Frost Memperkenalkan diagram potensial oksidasi-energi bebas sebagai berikut :



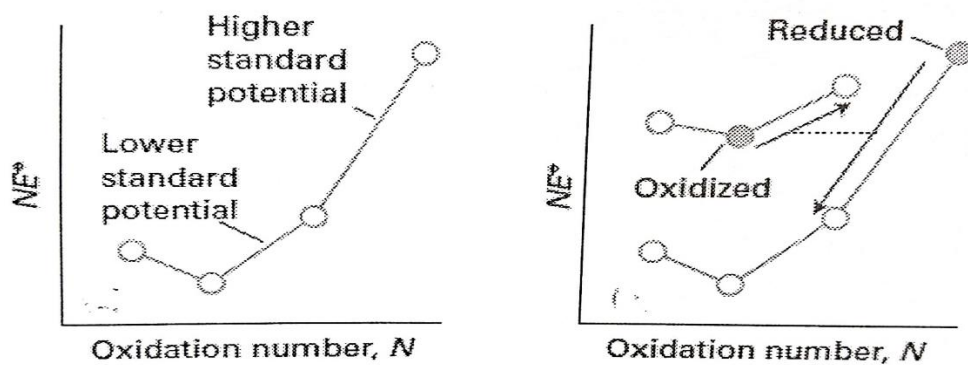
Dalam menginterpretasikan informasi kualitatif dalam diagram Frost sangat penting memperhatikan hal-hal berikut:

1. Kemiringan (gradien) garis yang menghubungkan dua titik dalam diagram Frost adalah sama dengan potensial standar dari pasangan yang dibentuk oleh dua zat.



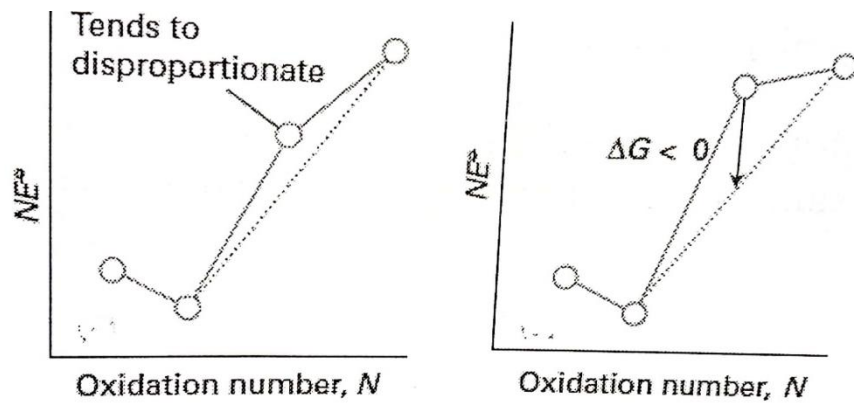
Gambar 8.3. Bentuk umum diagram Frost

2. Zat yang dapat mengalami reduksi dalam diagram Frost tergambar dengan kemiringan yang lebih positif (NE° lebih positif)
3. Zat yang dapat mengalami oksidasi dalam diagram Frost tergambar dengan kemiringan kurang positif (NE° lebih negatif).



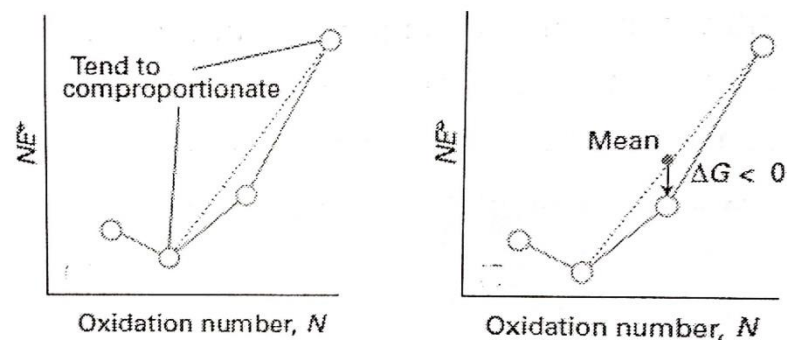
Gambar 8.4. Kecenderungan zat mengalami reaksi reduksi dan Oksidasi.

Suatu zat dalam diagram Frost dapat mengalami reaksi disproporsionasi atau autoreduksi jika terdapat titik yang terletak di atas garis yang menghubungkan dua spesi yang berdekatan (membentuk kurva cembung), atau dapat dikatakan jika potensial reduksi dari $X(N)$ ke $X(N-1)$ lebih besar dari potensial oksidasi dari $X(N)$ ke $X(N+1)$.



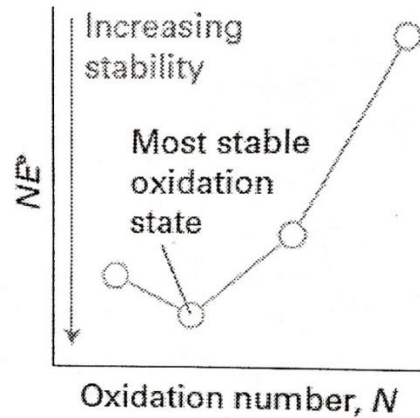
Gambar 8.5. Kecenderungan zat mengalami disproporsionasi

Dua zat akan cenderung mengalami reaksi komproporsionasi menjadi zat peralihan yang terletak dibawah garis yang menghubungkan dua zat yang berdekatan (membentuk kurva cekung). Komproporsionasi adalah reaksi redoks yang hasil reduksi dan oksidasinya sama.



Gambar 8.6. Kecenderungan zat mengalami reaksi Komproporsionasi

Apabila zat membentuk kurva cekung seperti gambar berikut, maka zat tersebut dikatakan stabil.

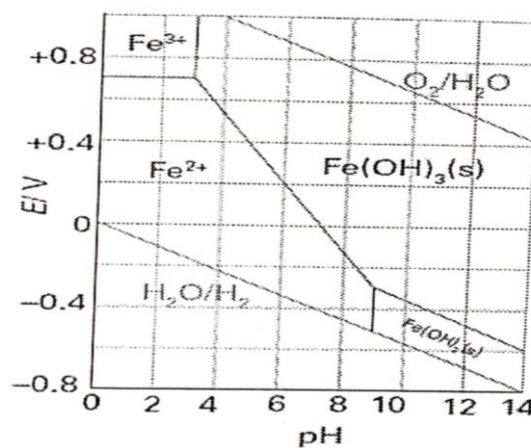


Gambar 8.7. Suatu zat dengan kondisi paling stabil menurut diagram Frost.

c) Diagram Pourbaix

Jawaban :

Pada tahun 1938, Pourbaix memperkenalkan diagram pH-potensial reduksi seperti gambar berikut :



Gambar 8.8. Diagram pH-potensial sel Fe

Dalam diagram Pourbaix sebuah garis horizontal memisahkan zat terkait dengan transfer elektron saja (pH), garis vertikal memisahkan zat terkait dengan transfer proton saja (E), dan garis miring spesi terpisah terkait dengan kedua transfer, baik elektron maupun proton. Diagram Pourbaix umumnya membahas sifat kimia suatu zat didalam air dan sangat berguna dalam mempelajari ilmu lingkungan dan korosi.

5. Reaksi redoks diaplikasikan dalam sel elektrokimia, meliputi sel Volta atau sel Galvani dan sel elektrolisis. Bandingkan terkait kedua sel elektrokimia tersebut

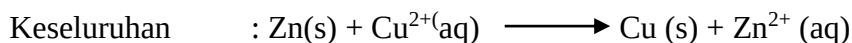
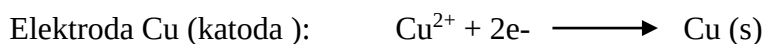
Jawaban :

a) **Sel Volta (Sel Galvani)**, yakni Sel elektrokimia yang perubahan kimianya digunakan untuk menghasilkan listrik. Dalam sel Galvani :

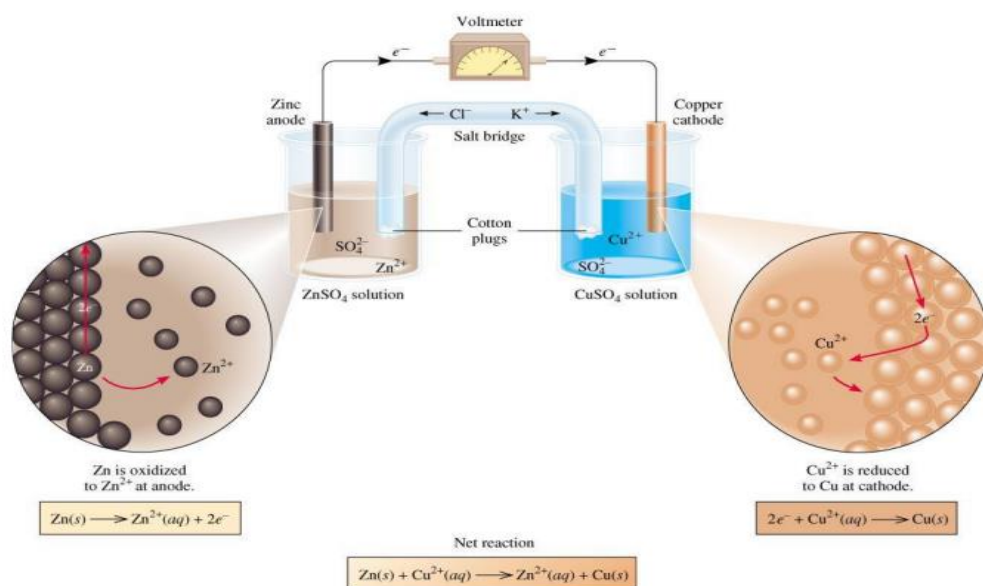
1. Anoda (-) ialah elektroda tempat terjadinya oksidasi
2. Katoda (+) ialah elektroda tempat terjadinya reduksi

Misalkan, Jika sebuah logam seng dimasukkan kedalam larutan CuSO_4 , Zn teroksidasi menjadi Ion Zn^{2+} sementara Cu^{2+} tereduksi menjadi logam tembaga.

Dalam Sel galvani (Sel volta) reaksi oksidasi dan reduksi pada masing masing elektroda , ialah sebagai berikut :



Apabila digambarkan Selnya sebagai berikut :



Gambar 6. Sebuah sel galvanik

Activate Wind

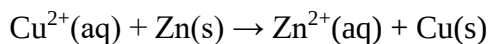
Gambar 6. memperlihatkan komponen penting dari sel galvanik. Sebatang seng dicelupkan kedalam larutan ZnSO_4 dan sebatang tembaga dicelupkan kedalam larutan CuSO_4 . Sel bekerja berdasarkan asas bahwa oksidasi Zn menjadi Zn^{2+} dan reduksi Cu^{2+} menjadi Cu dapat dibuat berlangsung serentak terjadi melalui sebuah kawat eksternal. Batang seng dan tembaga dinamakan elektroda. Susunan elektroda (Zn dan

Cu) dan larutan (ZnSO₄ dan CuSO₄) ini disebut sel Daniell.

Untuk sel Daniell, reaksi-reaksi setengah sel, yaitu reaksi oksidasi dan reduksi pada masing-masing elektroda ialah



Perhatikan bahwa kecuali kedua larutan dipisahkan satu sama lain, ion Cu²⁺ akan bereaksi langsung dengan batang seng:



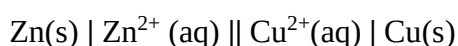
Dan tidak akan ada kerja listrik berguna yang diperoleh.

Untuk melengkapi rangkaian listriknya, kedua larutan harus dihubungkan oleh suatu medium penghantar agar kation dan anion dapat bergerak dari satu kompartemen elektroda ke kompartemen elektroda lainnya. Persyaratan ini terpenuhi oleh jembatan garam, yang dalam bentuk sederhana nya berupa tabung berbentuk U terbalik yang berisi larutan elektrolit inert, seperti KCl atau NH₄NO₃, yang ion-ion nya tidak akan bereaksi dengan ion lain dalam larutan atau dengan elektroda. Selama reaksi redoks keseluruhan berjalan, elektron mengalir dari (elektroda Zn) melalui kawat dan voltmeter menuju katoda (elektroda Cu). Di dalam larutan kation-kation (Zn²⁺, Cu²⁺ dan K⁺) bergerak ke arah katoda, sementara anion-anion (SO₄²⁻ dan Cl⁻) bergerak ke anoda. Didefinisikan bahwa, anoda dalam sel galvanik adalah elektroda tempat terjadinya oksidasi dan katoda adalah elektroda tempat terjadinya reduksi. Didefinisikan bahwa, anoda dalam sel galvanik adalah elektroda tempat terjadinya oksidasi dan katoda adalah elektroda tempat terjadinya reduksi. Anoda merupakan sumber elektron (bermuatan negatif) dan katoda adalah tempat terjadinya penangkapan elektron (bermuatan positif).

Tanpa jembatan garam yang menghubungkan kedua larutan, terjadinya penumpukan muatan positif dalam kompartemen anoda (karena pembentukan ion Zn²⁺) dan muatan negatif dalam kompartemen katoda (terjadi ketika sebagian ion Cu²⁺ tereduksi menjadi Cu) tentunya dengan cepat akan menghentikan kerja sel. Dengan kata lain, tanpa jembatan garam reaksi berlangsung hanya sesaat sebab kelebihan ion-ion hasil reaksi redoks tidak ada yang menetralkan dan akhirnya reaksi berhenti seketika.

Alessandro Volta melakukan eksperimen dan berhasil menyusun deret

keaktifan logam atau deret potensial logam yang dikenal dengan deret volta. Semakin ke kiri suatu unsur dalam deret Volta, sifat reduktornya semakin kuat. Artinya, suatu unsur akan mampu mereduksi ion-ion unsur di sebelah kanannya, tetapi tidak mampu mereduksi ion-ion dari unsur di sebelah kirinya. Logam Na, Mg dan Al terletak di sebelah kiri H sehingga logam tersebut dapat mereduksi ion H^+ untuk menghasilkan gas H_2 , sedangkan logam Cu dan Ag terletak di sebelah kanan H sehingga tidak dapat mereduksi ion H^+ . Deret Volta juga dapat menjelaskan reaksi logam dengan logam lain. Notasi konvensional untuk menyatakan sel galvanik ialah diagram sel. Untuk sel yang ada pada gambar jika kita asumsikan bahwa konsentrasi ion Zn^{2+} dan ion Cu^{2+} masing-masing 1 M, maka diagram sel nya adalah :



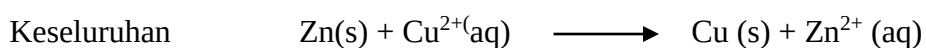
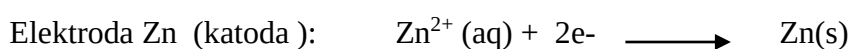
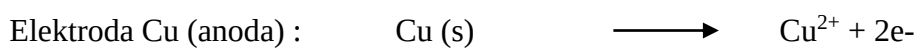
Garis tegak tunggal menyatakan batas fasa. Sebagai contoh elektroda seng adalah padatan dan ion Zn^{2+} (dari $ZnSO_4$) ada dalam larutan. Jadi digambarkan garis antara Zn dan Zn^{2+} untuk menunjukkan batas fasa. Garis tegak ganda menyatakan jembatan garam. Berdasarkan konvensi, anoda ditulis terlebih dahulu, di sebelah kiri garis ganda dan komponen lain muncul secara berurutan seiring Bergeraknya dari anoda ke katoda.

b) **Sel elektrolisis**, yakni sel yang menggunakan listrik untuk menghasilkan reaksi non spontan. Proses yang reaksinya non spontan disebut dengan sel elektrolisis. Dalam sel elektrolisis reaksi reduksi oksidasinya merupakan kebalikan dari reaksi yang terjadi pada sel volta (Sel Galvani).

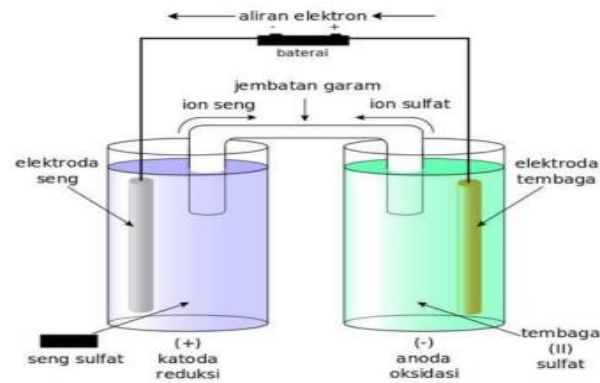
Dalam sel Elektrolisis

1. Anoda (+) ialah elektroda tempat terjadinya oksidasi
2. Katoda (-) ialah elektroda tempat terjadinya reduksi

Sehingga untuk reaksi yang sama pada Sel galvanik diatas, dalam sel elektrolisis yang terjadi adalah sebaliknya, sebagai berikut :



Apabila digambarkan Selnya sebagai berikut :



Rangkaian sel elektrolisis hampir menyerupai sel volta. Yang membedakan sel elektrolisis dari sel volta adalah, pada sel elektrolisis, komponen voltmeter diganti dengan sumber arus (umumnya baterai).

Larutan atau lelehan yang ingin dielektrolisis, ditempatkan dalam suatu wadah. Selanjutnya, elektroda dicelupkan ke dalam larutan maupun lelehan elektrolit yang ingin dielektrolisis. Elektroda yang digunakan umumnya merupakan elektroda inert, seperti Grafit (C), Platina (Pt), dan Emas (Au). Elektroda berperan sebagai tempat berlangsungnya reaksi. Reaksi reduksi berlangsung di katoda, sedangkan reaksi oksidasi berlangsung di anoda. Kutub negatif sumber arus mengarah pada katoda (sebab memerlukan elektron) dan kutub positif sumber arus tentunya mengarah pada anoda. Akibatnya, katoda bermuatan negatif dan menarik kation-kation yang akan tereduksi menjadi endapan logam. Sebaliknya, anoda bermuatan positif dan menarik anion-anion yang akan teroksidasi menjadi gas.

Berikut perbandingan antara Sel volta dan Sel elektrolisis :

	Sel Volta			Sel Elektrolitik	
Oksidasi:	$A \longrightarrow A^+ + e^-$	Anode (negatif)	Oksidasi:	$B \longrightarrow B^+ + e^-$	Anode (positif)
Reduksi:	$B^+ + e^- \longrightarrow B$	Katode (positif)	Reduksi:	$A^+ + e^- \longrightarrow A$	Katode (negatif)
Keseluruhan:	$A + B^+ \longrightarrow A^+ + B$ $\Delta G < 0$ Reaksi redoks spontan melepas energi		Keseluruhan:	$A^+ + B \longrightarrow A + B^+$ $\Delta G > 0$ Reaksi redoks nonsontan menyerap energi untuk menggerakkannya	
	Sistem (sel) melakukan kerja pada sekeliling			Sekeliling (sumber energi) melakukan kerja pada sistem	