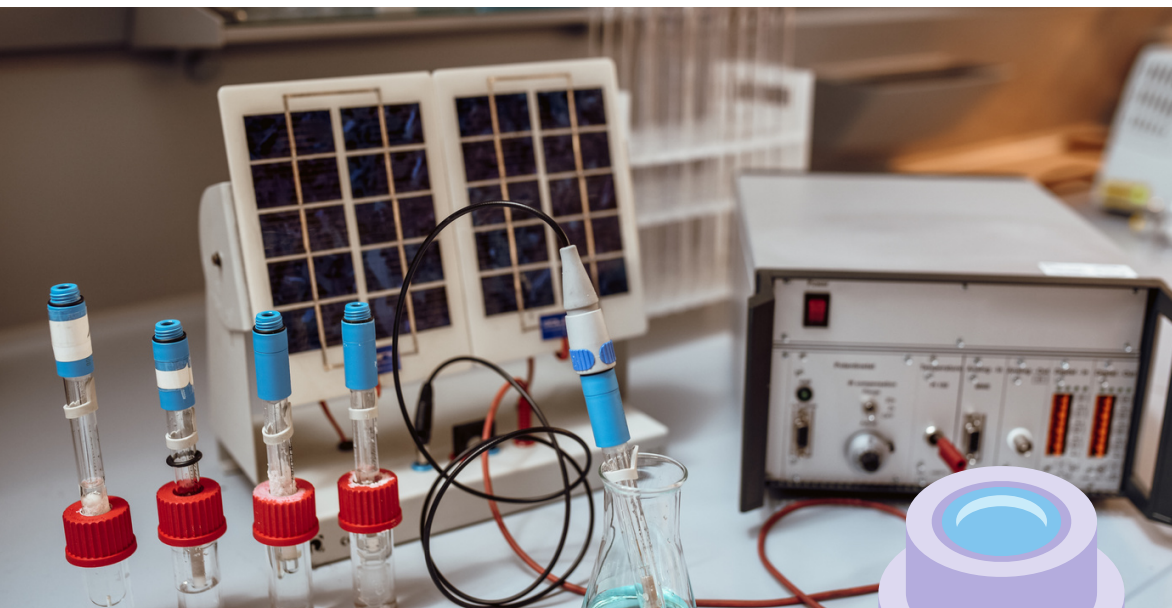
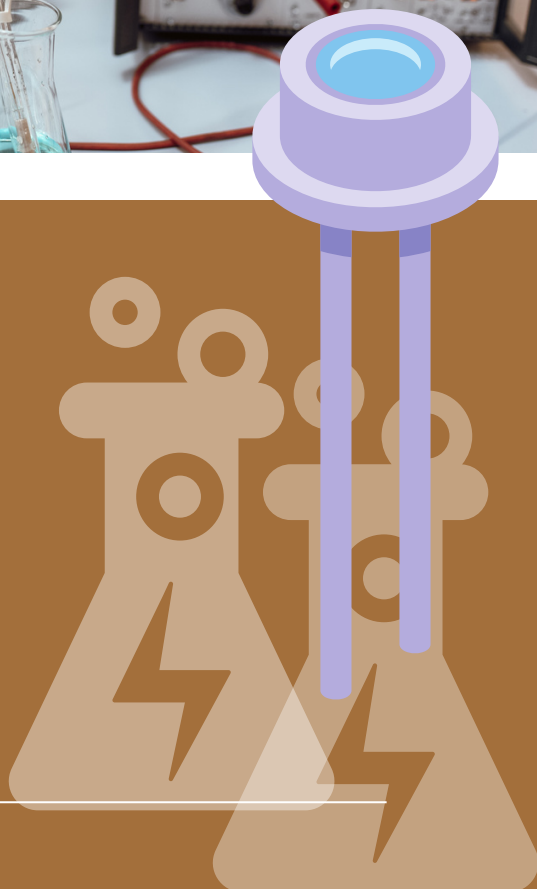


ELEKTROKIMIA



Penulis

- Efbertias Sitorus
- Nuramaniyah Taufiq
- Ayu Pramita
- Andis Sugrani
- Suhirman
- Isran Asnawi
- Linda Hevira
- Ika Fitriani Juli Palupi
- Andi Budirohmi



ELEKTROKIMIA

Efbertias Sitorus
Nuramaniyah Taufiq
Ayu Pramita
Andis Sugrani
Suhirman
Isran Asnawi
Linda Hevira
Ika Fitriani Juli Palupi
Andi Budirohmi



PT. GLOBAL EKSEKUTIF TEKNOLOGI

ELEKTROKIMIA

Penulis :

Efbertias Sitorus

Nuramaniyah Taufiq

Ayu Pramita

Andis Sugrani

Suhirman

Isran Asnawi

Linda Hevira

Ika Fitriani Juli Palupi

Andi Budirohmi

ISBN : 978-623-198-290-2

Editor : Apt. Wafi Nisrin Ramadhani, S.Farm

Penyunting : Salsabila Syafna Aulia, S.Ked

Desain Sampul dan Tata Letak : Salsabila Syafni Aulia, Amd.Kes

Penerbit : PT. GLOBAL EKSEKUTIF TEKNOLOGI

Anggota IKAPI No. 033/SBA/2022

Redaksi :

Jl. Pasir Sebelah No. 30 RT 002 RW 001

Kelurahan Pasie Nan Tigo Kecamatan Koto Tengah

Padang Sumatera Barat

Website : www.globaleksekuatifteknologi.co.id

Email : globaleksekuatifteknologi@gmail.com

Cetakan pertama, Mei 2023

Hak cipta dilindungi undang-undang

Dilarang memperbanyak karya tulis ini dalam bentuk
dan dengan cara apapun tanpa izin tertulis dari penerbit.

KATA PENGANTAR

Segala puji dan syukur atas kehadiran Allah SWT dalam segala kesempatan. Sholawat beriring salam dan doa kita sampaikan kepada Nabi Muhammad SAW. Alhamdulillah atas Rahmat dan Karunia-Nya penulis telah menyelesaikan Elektrokimia.

Buku ini membahas tentang pendahuluan elektrokimia, manfaat elektrokimia, penggolongan elektrokimia, potensial elektroda, kinerja listrik, delta gibbs ($\Delta^{\circ}G$) dan perubahan spontan, E° sel sebagai fungsi konsentrasi, baterai: menghasilkan listrik melalui reaksi kimia, korosi: sel volta yang tidak diinginkan, dan peranan elektrokimia dalam ilmu kimia.

Proses penulisan buku ini berhasil diselesaikan atas kerjasama tim penulis. Demi kualitas yang lebih baik dan kepuasan para pembaca, saran dan masukan yang membangun dari pembaca sangat kami harapkan.

Penulis ucapkan terima kasih kepada semua pihak yang telah mendukung dalam penyelesaian buku ini. Terutama pihak yang telah membantu terbitnya buku ini dan telah mempercayakan, mendorong, dan menginisiasi terbitnya buku ini. Semoga buku ini dapat bermanfaat bagi masyarakat Indonesia.

Penulis, Mei 2023

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR.....	i
BAB I PENDAHULUAN ELEKTROKIMIA	
1.1 Pendahuluan.....	1
1.2 Penggolongan Elektrokimia.....	4
Daftar Pustaka.....	9
BAB MANFAAT ELEKTROKIMIA	
2.1 Pendahuluan.....	11
2.2 Sel Volta.....	12
2.3 Sel Elektrolisis	18
Daftar Pustaka.....	22
BAB III PENGGOLONGAN ELEKTROKIMIA	
3.1 Pendahuluan.....	23
3.2 Jenis-Jenis Sel Elektrokimia	24
Daftar Pustaka.....	33
BAB IV POTENSIAL ELEKTRODA	
4.1 Pendahuluan	35
4.2 Potensial Elektroda	35
4.3 Potensial Elektroda Standar	36
4.4 Menghitung Potensial Elektroda.....	38
4.5 Manfaat Potensial Elektroda	42
Daftar Pustaka.....	46
BAB V KINERJA LISTRIK, DELTA GIBBS ($\Delta^{\circ}G$) DAN PERUBAHAN SPONTAN	
5.1 Kinerja Listrik.....	47
5.2 Delta Gibbs ($\Delta^{\circ}G$).....	49
5.3 Perubahan Spontan.....	51
Daftar Pustaka.....	54
BAB E^o SEL SEBAGAI FUNGSI KONSENTRASI	
6.1 Pengaruh Konsentrasi terhadap nilai E ^o sel	55
6.2 Sel Konsentrasi	56
6.3 Persamaan Nernst.....	57
6.4 Aplikasi Persamaan Nernst pada Penentuan Nilai pH.....	62
Daftar Pustaka.....	70

BAB VII BATERAI: MENGHASILKAN LISTRIK MELALUI REAKSI KIMIA

7.1 Cara Kerja Baterai	72
7.2 Perbedaan Elektrolisis dan Baterai	74
7.3 Baterai Ramah Lingkungan	76
Daftar Pustaka	81

BAB VIII KOROSI: SEL VOLTA YANG TIDAK DIINGINKAN

8.1 Pendahuluan	83
8.2 Sel Galvani	84
8.3 Korosi	86
8.4 Mekanisme Korosi Secara Umum	88
8.5 Korosi: Sel Volta Yang Tidak Diinginkan	89
Daftar Pustaka	92

BAB IX PERANAN ELEKTROKIMIA DALAM ILMU KIMIA

9.1 Elektrokimia Dalam Kehidupan Sehari Hari	93
9.2 Elektrokimia Dalam Bidang Kimia	93
9.3 Potensial Sel Volta	97
9.4 Karatan	101
Daftar Pustaka	104

BIODATA PENULIS

BAB I

PENDAHULUAN ELEKTROKIMIA

Oleh Efbertias Sitorus

1.1 Pendahuluan

Sebagai cabang kimia fisik, elektrokimia menyelidiki keterkaitan listrik dan reaksi kimia. Besarnya arus listrik yang mengalir melalui suatu penghantar secara langsung dipengaruhi oleh hambatan dan beda potensial (Putri, 2023). Ilmu elektrokimia menyelidiki perilaku ion dalam larutan, menganalisis sifat kimia dan reaksi yang mencakup elektrolisis dan reaksi redoks (Daud, 2016).

Elektrokimia menyelidiki reaksi kimia yang dipicu oleh energi listrik, serta yang berakhir pada produksinya. Namun, sel elektrokimia, yang hanya menghasilkan listrik dari reaksi kimia di dalamnya, menjadi fokus utama diskusi ini. Untuk membedakan, sel-sel elektrolit memulai reaksi kimia melalui energi listrik (Nita *et al.*, 2023).

Elektrokimia adalah cabang kimia yang menyelidiki pergerakan elektron yang terjadi di lingkungan konduktif listrik, seperti elektroda (Kurniasari, Simponi and Haqiqi, 2019).

Elektroda adalah saluran yang dirancang untuk terhubung dengan komponen non-logam atau media sirkuit, termasuk semikonduktor dan elektrolit. Kompartemen elektroda sel elektrokimia terdiri dari dua elektroda, yang merupakan konduktor logam yang terendam dalam elektrolit penghantar ion yang dapat berupa cairan, padat atau larutan. Meskipun kedua elektroda dapat disusun dalam kompartemen yang sama, jika memiliki elektrolit yang berbeda, jembatan garam dapat digunakan. Jembatan ini adalah larutan elektrolit yang melengkapi rangkaian listrik, memungkinkan sel berfungsi (Fuada, 2018).

Peralatan elektrokimia terdiri dari tiga elemen penting: anoda, katoda, dan elektrolit. Anoda memfasilitasi reaksi oksidasi, menghantarkan listrik, dan menghubungkan rangkaian dengan bahan non-logam seperti semikonduktor dan elektrolit. Ini adalah logam konduktif yang terpolarisasi ketika arus melewatinya. Dalam sel galvanik dan elektrolitik, anoda adalah tempat terjadinya oksidasi. Sebaliknya, katoda terpolarisasi ketika arus listrik mengalir keluar darinya. Seng adalah katoda baterai karbon-seng, sedangkan mangan dioksida berfungsi sebagai katoda dalam baterai alkaline (MnO_2) (Nasution, 2021).

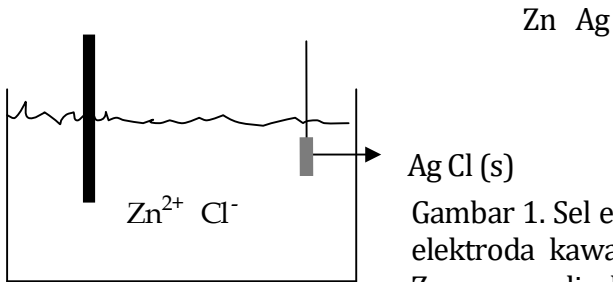
Elektroda dapat diklasifikasikan secara luas berdasarkan komposisi dan penggunaannya. Elektroda logam ion logam (seperti Zn, Cu, Na) menjaga keseimbangan antara logam dan ion masing-masing. Elektroda amalgam, mirip dengan rekan logamnya, mengganti logam dengan amalgam merkuri (Hg) yang menghasilkan aktivitas logam yang lebih rendah. Elektroda non-logam dapat disiapkan dengan menempatkan zat yang dimaksud dalam tabung dan menambahkan larutan ion yang sesuai di atasnya, dihubungkan ke air melalui logam inert seperti Pt. Elektroda gas bekerja dengan menggelembungkan gas yang dimaksud melalui larutan dengan ion-ion yang berada dalam kesetimbangan dengannya, biasanya menggunakan Pt berlapis Pt hitam. Elektroda garam logam yang tidak larut berada dalam kesetimbangan dengan ion asam yang tersisa dari garam yang sesuai Akhirnya, elektroda oksidasi-reduksi terdiri dari Pt yang termasuk dalam bentuk teroksidasi dan tereduksi untuk menjaga keseimbangan dengan ion OH^- dalam larutan (Sukardjo, 1997: 403-408).

Dalam bentuknya yang paling sederhana, sel elektrokimia melibatkan dua elektroda yang dipisahkan oleh fase elektrolit, seperti yang digambarkan pada Gambar 1. Perbedaan potensial antara elektroda dapat dihitung. Ada beberapa sel elektrokimia, termasuk sel Galvani, sel Daniel, dan baterai. Notasi untuk sel elektrokimia mengikuti konvensi tertentu:

- | : memperlihatkan perbedaan fasa
- || : jembatan garam yang dipisahkan

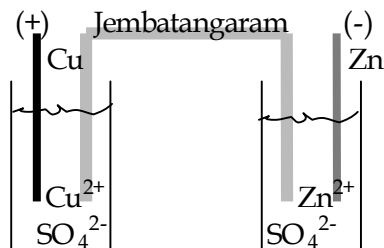
, : dua komponen yang berada dalam fasa yang sama
Fasa teroksidasi dituliskan terlebih dulu, baru diikuti fasa tereduksi
dengan notasi: elektrode | larutan | larutan | elektrode

Contoh menuliskan suatu sel elektrokimia:
 $\text{Zn (s)} \mid \text{Zn}^{2+}(\text{aq}), \text{Cl}^{-}(\text{aq}) \mid \text{AgCl (s)} \mid \text{Ag (s)}$



Gambar 1. Sel elektrokimia pada elektroda kawat Ag dan logam Zn yang disalut AgCl dalam larutan ZnCl_2

Artinya Zn dan Zn^{2+} berada dalam fasa yang berbeda yaitu Zn (s) dan $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ demikian pula untuk $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$, $\text{AgCl}(\text{s})$ dan $\text{Ag}(\text{s})$. Sedangkan tanda koma (,) menunjukkan bahwa kedua elektroda berada dalam satu elektrolit yang sama yaitu $\text{ZnCl}_2(\text{aq})$.



Gambar 2. Sel elektrokimia dalam larutan elektrolit ZnSO_4 pada logam Zn dan larutan CuSO_4 dihubungkan dengan jembatan garam pada elektroda logam Cu.

Notasinya dapat dituliskan sebagai: $\text{Zn(s)} \mid \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \mid \text{Cu (s)}$

Artinya Zn dan Zn^{2+} berada dalam fasa yang berbeda yaitu Zn (s) dan Zn^{2+} (aq) demikian pula untuk Cu (s) dan Cu^{2+} (aq). Sedangkan tanda || memperlihatkan bahwa kedua elektroda dipisahkan oleh jembatan garam.

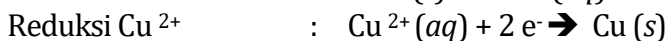
1.2 Penggolongan Elektrokimia

1. Sel Volta (Sel Galvani)

Sel Galvani terdiri dari dua buah elektroda dan elektrolit (Yanasari and Refelita, 2017). Pengantar sebuah electron di hubungkan sehingga mengangkat electron keluar sel atau ke dalam sel. Elektroda inert merupakan reaksi sel yang terlibat secara langsung pada elektroda namun tidak berperan dalam reaksi sel lainnya. Elektroda bereaksi kimia di permukaannya. *Anoda* adalah proses elektroda di mana terjadinya reaksi oksidasi, sedangkan elektroda proses di mana terjadi reaksi reduksi adalah *Katoda*.

Setengah sel terdiri dari elektroda dan elektrolit, yang masing-masing mampu mengalami reaksi. Reaksi elektroda, juga dikenal sebagai setengah reaksi, adalah jenis reaksi yang terjadi di dalam setengah sel. Reaksi semacam itu melibatkan pelepasan elektron atau perolehan elektron.

Contoh:



Sel elektrokimia lengkap muncul saat dua setengah sel terhubung. Dalam sel Galvani atau volta, reaksi kimia terjadi secara spontan.

Prinsip-prinsip Sel Volta atau Sel Galvani (Saleh and Bahariawan, 2018):

- a) Reaksi redoks bertanggung jawab atas aliran elektron di sirkuit eksternal.
- b) Ketika reaksi kimia terjadi, itu mengarah pada konversi energi kimia menjadi energi listrik.
- c) Di anoda, terjadi oksidasi yang menghasilkan produksi elektron (anoda dengan polaritas negatif).

- d) Di katoda, terjadi reaksi reduksi dimana elektron bertindak sebagai reaktan (katoda kutub positif).
- e) Pergerakan elektron dalam rangkaian terjadi dalam arah dari anoda ke katoda. Sebaliknya, aliran arus listrik berlangsung dari katoda menuju anoda.
- f) Keseimbangan ionik dalam larutan ditopang oleh jembatan garam

Konsep-konsep sel Volta

a) Notasi sel

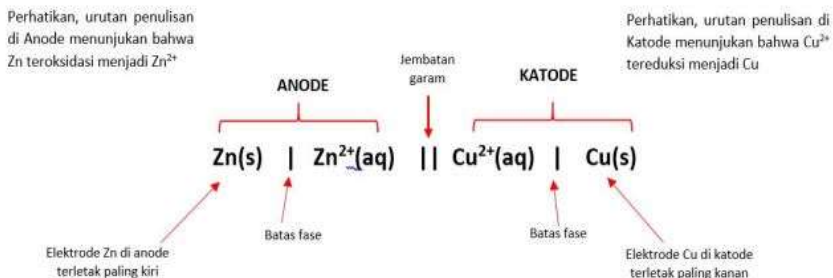
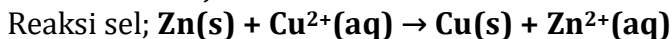
Contoh: $\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}$

Dimana:

1. Anode dan katode adalah bagian dari Notasi Sel
2. Tanda $\parallel$ merupakan jembatan garam dalam hal memisahkan fase berbeda.
3. Tanda $\mid$ merupakan batas fase untuk memisahkan fase berbeda.
4. Elektrode anode dibagian kiri dan elektrode katode dibagian kanan.

Untuk lebih jelasnya, simak penulisan notasi sel volta berikut.

1. Suatu sel volta terdiri dari anode Zn dan katode Cu. Di anode, Zn teroksidasi menjadi Zn^{2+} dan di katode, Cu^{2+} tereduksi menjadi Cu.



b) Deret Volta

Deret volta yang umum dipakai sebagai berikut:

**Li K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H Sb Bi Cu Hg
Ag Pt Au.**

Dari deret di atas, makin ke kiri kedudukan suatu logam, maka:

- Logam menunjukkan reaktivitas yang lebih besar, menunjukkan kemudahan yang lebih tinggi dalam pelepasan elektron.
- Elemen logam yang terletak di sebelah kiri meja bertindak sebagai agen pereduksi yang kuat. Atribut ini menyebabkan logam lebih rentan terhadap oksidasi, dibandingkan dengan logam yang terletak lebih jauh di sebelah kanan meja.
- Saat mempertimbangkan sepasang logam, penting untuk dicatat bahwa logam di sebelah kiri akan bertindak sebagai agen pereduksi untuk ion logam di sebelah kanan. Sebaliknya, ion logam di sebelah kanan akan bertindak sebagai zat pengoksidasi untuk logam di sebelah kiri.

Jika Anda mengalihkan pandangan ke arah gerakan logam ke kanan, situasinya terbalik:

- Unsur yang terletak di sebelah kanan tabel periodik menunjukkan reaktivitas rendah dan resistansi tinggi terhadap kehilangan elektron.
- Substansi logam yang terletak di sisi kanan adalah pengoksidasi kuat yang dapat dengan mudah direduksi

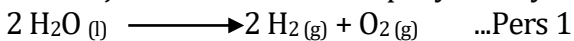
2. Sel Elektrolisis

Proses elektrolisis melibatkan pemecahan elektrolit melalui arus listrik (Ningrum, 2018). Ketika larutan elektrolit terkena arus listrik dalam sel elektrolitik, itu memacu reaksi kimia, mengubah energi listrik menjadi energi kimia. Tiga atribut dasar elektrolisis meliputi:

1. Larutan elektrolit terdiri dari ion bebas yang mampu menerima atau menyumbangkan elektron yang memfasilitasi aliran elektron ke seluruh larutan.
2. Sumber arus listrik eksternal - dalam bentuk baterai yang menyediakan arus searah (DC) - hadir.

3. Sebuah sel elektrolit khas berisi sepasang elektroda; satu adalah katoda dan yang lainnya adalah anoda. Katoda bertanggung jawab untuk menerima elektron dari sumber arus listrik eksternal, sedangkan anoda memancarkan elektron kembali ke sumber eksternal. Pada dasarnya, katoda adalah tempat terjadinya reaksi reduksi, membuat elektroda menjadi negatif (-), sedangkan anoda berfungsi sebagai tempat terjadinya reaksi oksidasi dan karenanya bermuatan positif (+).

Sel elektrolit memainkan peran penting dalam berbagai industri dengan memanfaatkan arus listrik untuk memicu reaksi redoks tertentu. Salah satu contohnya adalah teknologi baterai yang dapat diisi ulang, di mana sel elektrolitik memungkinkan konversi energi listrik menjadi produk kimia yang diinginkan. Misalnya, H₂O dapat diuraikan menjadi komponen unsurnya dengan mengalirkan arus listrik melaluinya. Ini menghasilkan pemisahan air menjadi molekul-molekul penyusunnya:



(Sumber: (Kimia, 2007))

Sirkuit sel elektrolit mirip dengan sel volta, tetapi dengan satu perbedaan utama. Alih-alih voltmeter, sel elektrolitik menggunakan sumber arus, seringkali baterai. Untuk memulai proses, larutan atau elektrolit yang akan dielektrolisis ditempatkan ke dalam wadah, di mana elektroda dicelupkan. Biasanya, elektroda inert seperti Graphite (C), Platinum (Pt), dan Gold (Au) digunakan. Elektroda berfungsi sebagai tempat reaksi, dengan reduksi terjadi di katoda dan oksidasi di anoda. Katoda menerima elektron dari kutub negatif sumber arus, sedangkan anoda dihubungkan ke kutub positif. Elektrolisis melibatkan menarik kation ke katoda bermuatan negatif untuk reduksi akhirnya menjadi endapan logam. Sementara itu, anoda bermuatan positif memikat anion untuk oksidasi selanjutnya menjadi gas. Tujuan akhir dari elektrolisis adalah untuk menghasilkan endapan logam di katoda dan gas di anoda. Berbagai faktor dapat memengaruhi proses ini, seperti:

1. Penggunaan katalisator Katalisator

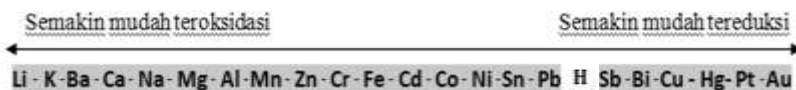
H_2SO_4 dan KOH berfungsi sebagai katalis untuk membantu dekomposisi air menjadi hidrogen dan oksigen. Ion katalis ini mendorong destabilisasi molekul air, menyebabkannya menjadi ion H^+ dan OH^- . Proses ini mengurangi energi aktivasi yang diperlukan untuk elektrolisis, sehingga memudahkan pemisahan hidrogen dan oksigen.

2. Luas permukaan tercelup

Transfer elektron difasilitasi oleh peningkatan luas permukaan kontak dengan elektrolit. Sebaliknya, area pencelupan yang lebih kecil menimbulkan tantangan, karena penampang kecil konduktor yang bersentuhan dengan elektrolit membuat elektrolit lebih sulit melepaskan elektron. Ini, pada gilirannya, menghambat laju transfer elektron selama proses elektrolisis

3. Sifat logam bahan elektroda

Ketika logam dikenai medan listrik, elektronnya diinduksi untuk bergerak bebas ke arah yang berlawanan dengan arah medan. Konduktivitas listrik suatu logam dihitung dengan membagi kerapatan arusnya dengan intensitas medan listrik. Seri volta menggambarkan konduktivitas listrik seperti yang ditunjukkan di bawah ini.



4. Konsentrasi Pereaksi

Ketika konsentrasi larutan reaktan meningkat, demikian juga laju reaksi. Alasannya adalah persentase katalis yang lebih tinggi dapat mengurangi resistansi dalam elektrolit, sehingga memungkinkan transfer elektron dan elektrolisis lebih cepat. Hubungan proporsional antara persentase katalis dan transfer elektron terbukti dalam grafik linier yang dihasilkan (Eliza, 2021).

DAFTAR PUSTAKA

- Daud, A. (2016) 'Pengembangan bahan ajar reaksi redoks dan elektrokimia dengan model learning cycle 5 fase untuk siswa kelas XII SMA/MA sebagai penunjang kurikulum 2013'. Universitas Negeri Malang.
- Eliza, R. (2021) 'UPGRADING PROTOTYPE PRODUKSI HIDROGEN DITINJAU DARI VARIASI KONSENTRASI LARUTAN ELEKTROLIT DAN SUPLAJ ARUS LISTRIK'. Politeknik Negeri Sriwijaya.
- Fuada, I. (2018) 'Karakterisasi sensor QCM dengan pelapisan bahan aktif methyltriocetyl ammonium chloride terhadap respon gelatin babi dan gelatin sapi'. Universitas Islam Negeri Maulana Malik Ibrahim.
- Kimia, J.S. (2007) 'Achmad, Hiskia, Kimia Unsur dan Radiokimia, Bandung: PT Citra AdityaBakti, 2001. Achmad, Rukaesih, Kimia Lingkungan, Yogyakarta: Andi, 2004. Alaerts, G. dan Sri Sumestri Santika, Metode Penelitian Air, Surabaya: Usaha Nasional, 1984.', *Jurnal Sains Kimia*, 11(1).
- Kurniasari, D., Simponi, N.I. and Haqiqi, A.K. (2019) 'Integrasi nilai-nilai keislaman pada reaksi redoks dan elektrokimia terhadap rahasia kekuatan benteng besi zulkarnain', *Walisongo Journal of Chemistry*, 2(1), pp. 26–39.
- Nasution, Z.A. (2021) 'Analisis Kelistrikan Larutan Elektrolit Berbasis Sari Belimbing Wuluh dan Sari Jeruk Kunci Sebagai Sumber Energi Alternatif'. Universitas Islam Negeri Sumatera Utara.
- Ningrum, M.A. (2018) 'PRODUKSI GAS HIDROGEN DENGAN PEMANFAATAN REGENERASI LARUTAN ELEKTROLIT KALIUM HIDROKSIDA PADA REAKTOR ALUMINIUM CORROSION AND ELECTROLYSIS (ACE)'. POLITEKNIK NEGERI SRIWIJAYA.
- Nita, P.N.T. *et al.* (2023) 'TREND PEMBELAJARAN KIMIA PADA MATERI ELEKTROKIMIA: STUDY LITERATUR TAHUN 2018-2022', in *Prosiding Seminar Nasional Orientasi Pendidik dan Peneliti Sains Indonesia*, pp. 70–79.

- Putri, S.A. (2023) 'Hubungan Antara Religiusitas Nilai Nilai Islam dengan Kimia Dalam Materi Elektrokimia', *Research and Practice of Educational Chemistry*, 1(1), pp. 12–21.
- Saleh, A.S. and Bahariawan, A. (2018) *Buku ajar energi dan elektrifikasi pertanian*. Deepublish.
- Yanasari, R. and Refelita, F. (2017) 'PEMANFAATAN KULIT PISANG (MUSA PARADISIACA) SEBAGAI PEMBUATAN BATERAI PADA PRAKTIKUM ELEKTROKIMIA DI MAN 1 PEKANBARU'.

BAB II

MANFAAT ELEKTROKIMIA

Oleh Nuramaniyah Taufiq

2.1 Pendahuluan

Elektrokimia merupakan ilmu kimia yang mempelajari tentang perpindahan elektron yang terjadi pada sebuah media pengantar listrik (elektroda). Elektroda terdiri dari elektroda positif dan elektroda negatif. Hal ini disebabkan karena elektroda tersebut akan dialiri oleh arus listrik sebagai sumber energi dalam pertukaran elektron. Konsep elektrokimia didasari oleh reaksi reduksi-oksidasi (redoks) dan larutan elektrolit. Reaksi redoks merupakan gabungan dari reaksi reduksi dan oksidasi yang berlangsung secara bersamaan. Pada reaksi reduksi terjadi peristiwa penangkapan elektron sedangkan reaksi oksidasi merupakan peristiwa pelepasan elektron yang terjadi pada media pengantar pada sel elektrokimia (Harahap *et al.*, 2016)

Proses elektrokimia membutuhkan media pengantar sebagai tempat terjadinya serah terima elektron dalam suatu sistem reaksi yang dinamakan larutan. Larutan dapat dikategorikan menjadi tiga bagian yaitu larutan elektrolit kuat, larutan elektrolit lemah dan larutan bukan elektrolit. Larutan elektrolit kuat merupakan larutan yang mengandung ion-ion terlarut yang dapat mengantarkan arus listrik sangat baik sehingga proses serah terima elektron berlangsung cepat dan energi yang dihasilkan relatif besar. Sedangkan larutan elektrolit lemah merupakan larutan yang mengandung ion-ion terlarut cenderung terionisasi sebagian sehingga dalam proses serah terima elektron relatif lambat dan energi yang dihasilkan kecil. Namun demikian proses elektrokimia tetap terjadi. Untuk larutan bukan elektrolit, proses serah terima elektron tidak terjadi. Pada proses elektrokimia tidak terlepas dari

logam yang dicelupkan pada larutan disebut elektroda. Terdiri dari katoda dan anoda (Harahap *et al.*, 2016)

Sel elektrokimia merupakan pemanfaatan arus listrik yang dihasilkan dari sebuah reaksi kimia ataupun arus listrik yang menyebabkan terjadinya suatu reaksi kimia. Banyak pemanfaatan sel elektrokimia digunakan untuk menghasilkan teknologi terbarukan

2.2 Sel Volta

Dalam kehidupan sehari-hari, arus listrik yang dihasilkan dari suatu reaksi kimia dalam sel volta banyak kegunaannya, seperti untuk radio, kalkulator, televisi, kendaraan bermotor, dan lainlain. Sel volta ada yang sekali pakai, ada pula yang dapat diisi ulang. Sel volta yang sekali pakai disebut sel primer, sedangkan sel volta yang dapat diisi ulang disebut sel sekunder. Sel volta dalam kehidupan sehari-hari sel Volta (Nasution, 2019)

Baterai merupakan benda yang sudah tidak asing lagi di kehidupan kita sehari-hari. sangat bermanfaat dalam kehidupan kita. Selain itu baterai juga menjadi salah satu sumber energi dalam kehidupan kita. Baterai ditemukan oleh Alesandro Volta pada tahun 1800-an. Istilah baterai sendiri berasal dari bahasa Inggris dan dikemukakan pertama kali oleh Benjamin Franklin yaitu “battery” yang berarti “deretan”, namun dalam kehidupan sehari-hari baterai sering diartikan sebagai sebuah sel kering. Baterai adalah kumpulan dari beberapa sel listrik yang digunakan untuk menyimpan energi kimia untuk selanjutnya diubah menjadi energi listrik. Sel listrik terdiri dari elektroda dan elektrolit, dimana elektroda positif adalah katoda dan elektroda negatif adalah anoda. Baterai menggunakan prinsip elektrokimia sebagai dasar dari kerja baterai untuk mengonversi energy kimia menjadi energi listrik. Di dalam baterai terjadi reaksi reduksi oksidasi atau reaksi redoks yang merupakan reaksi inti dimana elektron bergerak dan menghasilkan gaya gerak listrik. (Nasution, 2021)

Volta memperlihatkan bahwa jika dua buah elektroda dengan beda potensial dimasukkan ke dalam larutan elektrolit larutan asam atau garam maka akan dihasilkan energi listrik, karena elektron yang berada pada permukaan anoda akan terlepas dan dibawa oleh ion elektrolit menuju elektroda positif (katoda). Namun permasalahan yang dihadapi yaitu elektroda logam yang digunakan akan mengalami korosi yang dapat menyebabkan penurunan mutu dari logam tersebut. Pelapisan Cu dilakukan proses elektroplating Ag pada Cu sebanyak 300 ml sebagai larutan elektrolitnya. Cu sebagai katoda dan batang karbon sebagai anoda. Sebelum dilakukan elektroplating, permukaan logam Cu dibersihkan dengan larutan HNO_3 1 % untuk mengurangi kandungan lemak yang menempel pada Cu. Kemudian permukaan logam Cu tersebut dibersihkan kembali dengan alkohol 70%. Selanjutnya, elektroplating dilakukan dengan tegangan sebesar 3 volt selama 3 menit. Pada penelitian ini dilakukan pengambilan data secara manual untuk nilai karakteristik elektrik, yaitu tegangan saat tanpa beban (V_{tb}), tegangan saat beban dipasang (V_b), arus (I), dan intensitas cahaya (lux) (Pauzi dan Wicaksana, 2020)

Baterai memiliki beberapa komponen penting yang terdapat di dalamnya, yaitu anoda (kutub positif), katoda (kutub negatif), jembatan garam dan larutan elektrolit. Baterai memiliki reaksi kimia antara elektroda dengan larutan elektrolitnya sehingga akan menghasilkan suatu beda potensial. Beda potensial antara elektroda positif dan negatif akan menghasilkan tegangan sel baterai. Jadi, prinsip utama dari baterai sendiri adalah memanfaatkan reaksi yang berasal dari keempat komponen, yaitu katoda, anoda, jembatan garam dan elektrolit (Devi Yulianti, 2021)

Baterai primer Baterai primer adalah baterai yang hanya digunakan satu kali saja, dimana jenis baterai ini tidak dapat diisi ulang ketika daya yang ada pada baterai tersebut telah habis. Baterai primer ini terbuat dari sel-sel elektrokimia yang dapat digunakan sekali pakai, contoh baterai primer yang banyak digunakan adalah baterai alkaline. Baterai primer memiliki

beberapa macam bentuk, diantaranya seperti sel koin dan baterai AA. Baterai primer selalu memiliki energi spesifik yang tinggi dengan sistem yang digunakan untuk mengkonsumsi daya yang rendah, sehingga baterai dapat bertahan sangat lama. . Baterai sekunder Baterai sekunder adalah baterai yang dapat digunakan berulang kali dengan menggunakan sistem charge. Baterai ini memiliki sel elektrokimia yang reaksi kimianya dapat diputar kembali dan memiliki tegangan tertentu, sehingga daya pada baterai sekunder dapat diisi ulang dan digunakan kembali. Baterai sekunder digunakan dalam peralatan elektronik yang menggunakan daya tinggi, sehingga tidak praktis jika harus menggunakan baterai primer yang hanya bisa sekali pakai. Baterai sekunder dengan kapasitas kecil digunakan untuk memberi daya pada perangkat elektronik yang portable. Sementara untuk baterai dengan kapasitas yang besar digunakan peralatan elektronik dengan tugas yang berat seperti kendaraan listrik

Baterai nikel kadmium ditemukan tahun 1899, namun baru diproduksi secara masal pada tahun 1960an. Baterai jenis ini memiliki tegangan sel sebesar 1,2 Volt dengan kerapatan energi dua kali lipat dari baterai asam timbal. Sebagai katoda, baterai ini menggunakan nikel hidroksida Ni(OH)_2 dan kadmium (Cd) sebagai anodanya yang dipisahkan oleh alkalin potasium hidroksida sebagai elektrolitnya. Baterai nikel kadmium memiliki nilai hambatan internal yang kecil dan memungkinkan untuk di charge dan discharge dengan rate yang tinggi. Umumnya baterai jenis ini memiliki waktu siklus hingga lebih dari 500 siklus. Salah satu kekurangan baterai jenis nikel kadmium adalah adanya efek ingatan (memory effect) yang berarti bahwa baterai dapat mengingat jumlah energi yang dilepaskan pada saat discharge sebelumnya. Efek ingatan disebabkan oleh perubahan yang terjadi pada struktur kristal elektrode ketika baterai nikel kadmium diisi muatan listrik kembali sebelum seluruh energi listrik yang terdapat pada baterai nikel kadmium dikeluarkan/digunakan. Selain itu, baterai nikel kadmium juga sangat sensitif terhadap kelebihan pengisian,

sehingga perlu perhatian khusus pada saat pengisian muatan listrik pada baterai. (Chairul Hudaya, 2011)

Baterai nikel metal hidrida sebenarnya memiliki karakteristik yang sama dengan baterai nikel kadmium. Perbedaannya terletak pada penggunaan material untuk anodanya. Bila pada baterai nikel kadmium, kadmium digunakan sebagai anoda, maka pada baterai jenis ini metal hidrida yang digunakan. Metal hidrida terbuat dari campuran lanthanum yang dapat menyerap dan menghasilkan hidrogen. Baterai jenis ini memiliki kerapatan energi dua kali lebih besar dibandingkan dengan baterai jenis asam timbal dan 40 % lebih tinggi dibandingkan dengan baterai nikel kadmium. Keuntungan penggunaan baterai jenis nikel metal hidrida diantaranya adalah rendahnya impedansi internal, memiliki siklus hidup sebesar 500 siklus, dan memiliki kedalaman pelepasan energi listrik yang tinggi. Selain itu baterai ini juga cenderung lebih ramah lingkungan karena tidak mengandung kadmium, raksa maupun timbal. Adapun kekurangan baterai nikel metal hidrida yang paling menonjol yaitu tingginya kecepatan pelepasan muatan sendiri (self-discharge), adanya efek ingatan dan memiliki efisiensi energi yang cukup rendah (65 %).(Chairul Hudaya, 2011)

Lithium adalah metal yang paling ringan dan memiliki potensial elektrokimia yang paling tinggi dibandingkan dengan logam lainnya. Baterai berbasis lithium cukup menjanjikan karena dapat memberikan kapasitas jenis (specific capacity) sebesar 3.600 Ah/kg. Nilai ini jauh lebih besar dibandingkan dengan kapasitas jenis dari baterai sekunder jenis asam timbal yang sebesar 260 Ah/kg saja. Penggunaan lithium sebagai baterai, pertama kali dilakukan oleh perusahaan Exxon (USA) pada tahun 1970 dengan menggunakan LiTiS₂ sebagai katoda baterai. Ada beberapa jenis baterai sekunder berbasis lithium yang berkembang saat ini, diantaranya adalah baterai lithium-ion, baterai lithium polimer dan baterai lithium sulfur.(Chairul Hudaya, 2011)

Aki adalah jenis baterai yang banyak digunakan untuk kendaraan bermotor. Aki menjadi pilihan yang praktis karena dapat menghasilkan listrik yang besar dan dapat diisi kembali. Sel aki terdiri atas anode Pb (timbel = timah hitam) dan katode PbO₂ (timbel (IV) oksida). Keduanya merupakan zat padat, yang dicelupkan dalam larutan asam sulfat (lihat gambar 2). Kedua elektrode tersebut, juga hasil reaksinya, tidak larut dalam larutan asam sulfat sehingga tidak diperlukan jembatan garam. (Nasution, 2019).

Ketika aki dipakai, terjadi reaksi kimia yang mengakibatkan endapan pada anode (reduksi) dan katode (oksidasi). Maka Akibatnyadalam waktu tertentu antara anodedan katodetidak ada beda potensial, artinya aki menjadi kosong. Supaya aki dapat dipakai lagi, harus diisi dengan cara mengalirkan arus listrik kearah yang berlawanan dengan arus listrik yang dikeluarkan aki itu. Ketika aki diisi dengan arus akan terjadi pengumpulan muatan listrik. Supaya aki dapat dipakai lagi, harus diisi dengan cara mengalirkan arus listrik kearah yang berlawanan dengan arus listrik yang dikeluarkan aki itu. Ketika aki diisi dengan arus akan terjadi pengumpulan muatan listrik. Pengumpulan jumlah muatan listrik dinyatakan dalam ampere jam disebut tenaga aki. Pada kenyataannya, pemakaian aki tidak dapat mengeluarkan seluruh *energy* yang tersimpan aki itu. Oleh karenanya, aki mempunyai rendemen atau efisiensi. (Prasetyo dan Saputro, 2018)

Proses pengisian (*charging*) aki ini dilakukan setelah daya aki melemah. Aki akan dialiri listrik DC yang memiliki beda potensial yang lebih besar. Elektron akan dialirkan dari katoda menuju anoda. Pada proses *charging*, setiap molekul air akan terurai. Ion oksigen yang bebas bersatu dengan tiap atom Pb pada plat katoda membentuk PbO₂ (timah dioksida). Lalu, setiap pasang ion hidrogen (2H⁺) akan bersatu dengan ion

negatif SO_2 - pada plat anoda untuk membentuk asam sulfat (H_2SO_4). (Laksono dan Supardi, 2020)

Dikenal dua jenis elemen yang merupakan sumber arus searah (DC) dari proses kimiawi, yaitu elemen primer dan elemen sekunder. Elemen primer terdiri dari elemen basah dan elemen kering. Reaksi kimia pada elemen primer yang menyebabkan elektron mengalir dari elektroda negatif (katoda) ke elektroda positif (anoda) tidak dapat dibalik arahnya. Maka jika muatannya habis, maka elemen primer tidak dapat dimuati kembali dan memerlukan penggantian bahan pereaksinya (elemen kering). Sehingga dilihat dari sisi ekonomis elemen primer dapat dikatakan cukup boros. Contoh elemen primer adalah batu baterai (dry cells). Hal ini menjadi prinsip dasar bagi pembuatan dan penggunaan elemen sekunder. Elemen sekunder harus diberi muatan terlebih dahulu sebelum digunakan, yaitu dengan cara mengalirkan arus listrik melaluinya (secara umum dikenal dengan istilah 'disetrum'). Akan tetapi, tidak seperti elemen primer, elemen sekunder dapat dimuati kembali berulang kali. Elemen sekunder ini lebih dikenal dengan aki. Dalam sebuah aki berlangsung proses elektrokimia yang reversibel (bolak-balik) dengan efisiensi yang tinggi. Yang dimaksud dengan proses elektrokimia reversibel yaitu di dalam aki saat dipakai berlangsung proses pengubahan kimia menjadi tenaga listrik (discharging). Sedangkan saat diisi atau dimuati, terjadi proses tenaga listrik menjadi tenaga kimia (charging). Jenis aki yang umum digunakan adalah accumulator timbal. Secara fisik aki ini terdiri dari dua kumpulan pelat yang dimasukkan pada larutan asam sulfat encer (H_2SO_4). Larutan elektrolit itu ditempatkan pada wadah atau bejana aki yang terbuat dari bahan ebonit atau gelas. Kedua belah pelat terbuat dari timbal (Pb), dan ketika pertama kali dimuati maka akan terbentuk lapisan timbal dioksida (PbO_2) pada pelat positif. (Kosasih, 2018)

Letak pelat positif dan negatif sangat berdekatan tetapi dibuat untuk tidak saling menyentuh dengan adanya lapisan pemisah yang berfungsi sebagai isolator (bahan penyekat). Proses kimia yang terjadi pada aki dapat dibagi menjadi dua bagian penting, yaitu selama digunakan dan dimuati kembali atau 'disetrum'. Pada saat aki digunakan, tiap molekul asam sulfat (H_2SO_4) pecah menjadi dua ion hidrogen yang bermuatan positif (2H^+) dan ion sulfat yang bermuatan negatif (SO_4^-). Tiap ion SO_4^- yang berada dekat lempeng Pb akan bersatu dengan satu atom timbal murni (Pb) menjadi timbal sulfat (PbSO_4) sambil melepaskan dua elektron. Sedang sepasang ion hidrogen tadi akan ditarik lempeng timbal dioksida (PbO_2), mengambil dua elektron dan bersatu dengan satu atom oksigen membentuk molekul air (H_2O) (Kosasih, 2018)

2.3 Sel Elektrolisis

Sel elektrolisis terjadi perubahan energi listrik menjadi energi kimia. Hubungan kuantitatif antara jumlah muatan listrik yang digunakan dan jumlah zat yang terlibat dalam reaksi telah dirumuskan oleh Faraday. Hal ini dapat terjadi karena melibatkan reaksi reduksi-oksidasi yang mengandalkan peran partikel bermuatan sebagai penghantar muatan listrik (Louise, 2009)

Elektrolisis merupakan perubahan kimia, atau reaksi dekomposisi dalam suatu elektrolit oleh arus listrik. Elektrolit larut dalam pelarut polar (misalnya air) dengan terdisosiasi menjadi ion-ion positif (kation-kation) dan ion-ion negatif (anion-anion). Ion negatif disebut anion karena melalui larutan tertarik ke muatan positif pada anoda, sedangkan ion positif disebut katoda karena melalui larutan akan bergerak menuju muatan negatif (katoda). Air sebagai pelarut bersifat polar. Molekul polar memiliki muatan di ujung molekulnya, yakni muatan positif dan negatif. Muatan ini mampu berantaraksi dengan muatan pada molekul polar lain untuk melarutkannya.

Antar molekul-molekul tersebut terjadi transfer atom hidrogen sehingga terbentuk ion hidronium. Penambahan zat elektrolit, misalnya asam, basa atau garam dapat meningkatkan konduktivitas air sehingga proses elektrolisis air menjadi lebih cepat. Dalam sel elektrolisis terjadi perubahan energi listrik menjadi energi kimia. Hubungan kuantitatif antara jumlah muatan listrik yang digunakan dan jumlah zat yang terlibat dalam reaksi telah dirumuskan oleh Faraday. Hal ini dapat terjadi karena melibatkan reaksi reduksi-oksidasi yang mengandalkan peran partikel bermuatan sebagai penghantar muatan listrik (Supiah, 2014)

Pada saat elektrolisis, peristiwa yang terjadi di elektroda ialah reaksi redoks. Di katoda (kutub negatif), reaksi reduksi dapat berupa pengendapan logam atau timbulnya gas H_2 . Di anoda (kutub positif), oksidasi dapat berupa pelarutan logam atau timbulnya gas O_2 . Pelapisan logam atau lebih dikenal dengan electroplating didefinisikan sebagai suatu proses yang dilakukan untuk melapisi logam untuk melindungi logam dari kerusakan dengan menggunakan logam lain. Pelapisan logam dilakukan dengan mencelupkan logam yang akan dilapisi dan logam yang berperan sebagai pelapis ke dalam larutan elektrolit yang mengandung garam-garam logam pelapis. Pemurnian logam atau lebih dikenal dengan nama electrefining adalah proses untuk memurnikan logam dengan memanfaatkan teknologi elektro kimia berdasarkan prinsip kerja sel elektrolisis (Ilahi, Subarkah dan Sukmawardini, 2022)

Penghantar muatan listrik. Air merupakan elektrolit sangat lemah, yang dapat mengalami ionisasi menjadi ion-ion. Oleh karena itu sangat memungkinkan untuk dielektrolisis menjadi gas-gas H_2 dan O_2 . Gas H_2 dapat diperoleh pada katoda karena terjadi reaksi reduksi ion H^+ , sedangkan gas O_2 diperoleh pada anoda karena terjadi reaksi oksidasi $-OH$. Berdasarkan sifat air yang merupakan elektrolit sangat lemah maka banyak ion-ion H^+ dan $-OH$ dalam

larutan relatif sedikit, pada kondisi standar hanya sekitar 10^{-7} M, oleh karenanya elektrolisis air akan berjalan sangat lambat. Untuk itu perlu dilakukan modifikasi terhadap elektrolisis air. Modifikasi elektrolisis air dapat meliputi penambahan zat terlarut yang bersifat elektrolit, dapat berupa asam, basa atau garam atau dengan modifikasi elektroda yang digunakan. Bila dalam air terlarut anion-anion yang mudah mengalami oksidasi, selain gas oksigen akan terbentuk juga gas lain hasil oksidasi anion dalam larutan. Bila elektroda yang digunakan bersifat reaktif, pada anoda akan terjadi oksidasi elektrodanya sehingga larut dalam larutan. Dekomposisi air menjadi hidrogen dan oksigen pada tekanan dan temperatur standard secara termodinamik tidak berlangsung spontan, hal ini ditunjukkan oleh harga potensial reaksi standard yang berharga negatif dan energi bebas Gibbs yang positif. Proses tersebut “mustahil” dapat berlangsung tanpa penambahan suatu elektrolit dalam larutan dan sejumlah energi listrik. Elektrolisis air murni berlangsung sangat lambat. Untuk mempercepat perlu ditambahkan elektrolit, seperti asam, basa atau garam. Pada elektrolisis air murni, kation H^+ akan berkumpul di anoda dan anion $-OH$ akan berkumpul di katoda. Hal ini dapat dibuktikan dengan menambahkan suatu indikator ke dalam elektrolisis air, daerah anoda akan bersifat asam sedangkan daerah katoda akan bersifat basa. Muatan ion ini yang akan mengganggu aliran arus listrik lebih lanjut sehingga proses elektrolisis air murni berlangsung sangat lambat. Hal ini juga merupakan alasan mengapa air murni memiliki daya hantar arus listrik yang lemah. Jika suatu elektrolit dilarutkan dalam air maka daya hantar air akan naik dengan cepat. Elektrolit akan terurai menjadi kation dan anion. Anion akan bergerak ke arah anoda dan menetralkan muatan positif H^+ sedangkan kation akan bergerak ke arah katoda dan menetralkan muatan negatif $-OH$. Hal ini menyebabkan arus listrik dapat mengalir lebih lanjut (Louise, 2009)

Perlu dicermati dalam memilih elektrolit, karena akan terjadi persaingan antara anion dari elektrolit dengan ion

hidroksida untuk melepaskan elektron (mengalami oksidasi), demikian juga terjadi pada kation dan ion H^+ akan mengalami persaingan untuk menangkap elektron (mengalami reduksi). Anion dengan harga potensial elektroda standard lebih kecil dibandingkan ion hidroksida akan mengalami oksidasi sehingga tidak dihasilkan gas oksigen, sedangkan kation dengan harga potensial elektroda standard lebih besar dibandingkan ion hidrogen akan mengalami reduksi sehingga tidak dihasilkan gas hidrogen. Kation Li^+ , Rb^+ , K^+ , C^+ , Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+} , Na^+ , dan Mg^{2+} memiliki potensial elektroda lebih rendah dibandingkan H^+ sehingga memungkinkan untuk digunakan sebagai kation dari elektrolit. Litium dan sodium sering digunakan karena murah dan mudah larut (Louise, 2009)

DAFTAR PUSTAKA

- Chairul Hudaya (2011) "Peranan Riset Baterai Sekunder dalam Mendukung Penyediaan Energi Bersih Di Indonesia 2025," in *Proceeding Olimpiade Karya Tulis Inovatif (OKTI) 2011*, hal. 1–12.
- Devi Yulianti (2021) "Analisis Kelistrikan Sel Volta Memanfaatkan Logam Bekas," in, hal. 2013–2015.
- Harahap, M. R. *et al.* (2016) "Sel Elektrokimia : Karakteristik dan Aplikasi," 2(1), hal. 177–180.
- Ilahi, A. K., Subarkah, C. Z. dan Sukmawardini, Y. (2022) "Penerapan Media Pembelajaran Laboratorium Virtual untuk Meningkatkan Kemampuan Representasi Kimia pada Materi Sel Elektrolisis," *Prosiding Seminar Nasional Kimia*, 7, hal. 25–37.
- Kosasih, D. P. (2018) "Pengaruh Variasi Larutan Elektrolite Pada Accumulator Terhadap Arus Dan Tegangan," *Mesa Jurnal Fakultas Teknik Universitas Subang*, 02(02), hal. 33–45.
- Laksono, N. B. A. dan Supardi, Z. A. I. (2020) "STUDI PERFORMA AKI MERK GS ASTRA KETIKA PROSES CHARGE-DISCHARGE SEL AKI Pb-PbO₂," *Inovasi Fisika Indonesia*, 9(3), hal. 17–23. doi: 10.26740/ifi.v9n3.p17-23.
- Louise, I. S. Y. (2009) "Variasi Temperatur dan Waktu pada Elektrolisis Larutan Garam Dapur Berbagai Merk," *Seminar Nasional Kimia*.
- Mansyur, A. R. (2020) "Dampak COVID-19 Terhadap Dinamika Pembelajaran Di Indonesia," *Education and Learning Journal*, Vol. 1, No, hal. 113–123.
- Nasution, M. (2019) "Kajian Tentang Hubungan Deret Volta dan Korosi Serta Penggunaannya Dalam Kehidupan Sehari-Hari," *Seminar Nasional Teknik (SEMNASTEK) UISU*, hal. 251–254.
- Nasution, M. (2021) "Mengaplikasikan Sel Volta Dalam Pembuatan Baterai Sebagai Penyimpan Energi," *Journal of Electrical Technology*, 6(3), hal. 152–154. Tersedia pada:

<https://www.jurnal.uisu.ac.id/index.php/jet/article/view/5102/3696>.

- Pauzi, A. G. dan Wicaksana, B. (2020) "Analisis Pemanfaatan Joule Thief Tipe Toroida Pada Sel Volta Menggunakan Elektroda (Cu(Ag)-Zn) Berbahan Elektrolit," *Jurnal Fisika Indonesia*, 24(1), hal. 7. doi: 10.22146/jfi.v24i1.51858.
- Prasetyo, I. dan Saputro, I. (2018) "Perbaikan dan perawatan aki basah," *Surya teknika*, 3(1), hal. 24.
- Supiah, I. (2014) "Perilaku sel elektrolisis air dengan elektroda stainless steel," *Prosiding Seminar Nasional Kimia Dan Pendidikan Kimia*, 03(02), hal. 1–9.

BAB III

PENGGOLONGAN ELEKTROKIMIA

Oleh Ayu Pramita

3.1 Pendahuluan

Elektrokimia merupakan ilmu kimia yang mempelajari hubungan antara reaksi kimia dengan kuat arus listrik yang akan melibatkan sel elektrokimia (Riyanto, 2013). Selain itu, sel elektrokimia tersebut akan diterapkan dengan menggunakan prinsip reaksi redoks dalam aplikasinya. Bagian dalam suatu reaksi elektrokimia yang akan dikarakterisasi dengan jumlah elektron yang dimiliki. Hal itu berhubungan dengan cabang ilmu kimia berbasis arus listrik. Di dalam sel volta terdapat perubahan energi kimia menjadi energi listrik secara spontan maupun di dalam sel elektrokimia berlangsung secara tak spontan. Selain itu, berdasarkan sifat listriknya dibagi menjadi konduktor dan isolator, yang dimana konduktor dapat menghantarkan listrik dan isolator yang tidak memiliki kemampuan menghantarkan listrik. Di samping itu, terdapat pula penghantaran metalik dengan ditandai adanya aliran listrik disebabkan oleh gerakan elektron di dalam logam yang tidak mengakibatkan terjadinya reaksi kimia. Hal tersebut dapat terjadi dikarenakan dalam larutan elektrolit dapat menghantarkan arus listrik karena adanya kuat arus listrik bukan disebabkan adanya gerakan elektron di dalam larutan (Dodi Pratama Simanungkalit, 2017). Elektrokimia dapat digunakan dalam kehidupan sehari-hari, misalnya skala rumah tangga, industri yang bergerak di bidang bahan-bahan kimia organik maupun anorganik, bidang polimer dan teknologi nano serta bidang analisis dan pengolahan limbah (Ahmad, 1992). Metode elektrokimia merupakan suatu metode gabungan dari reaksi redoks yang biasanya terjadi pada elektrode yang sama. Dalam sistem tersebut

terdiri dari sel elektrokimia dan reaksi elektrokimia (Rahmawati, 2013).

Elektrolisis merupakan suatu proses penguraian dari suatu elektrolit melalui arus listrik pada sel elektrolisis. Hal itu akan menimbulkan adanya reaksi kimia apabila suatu aliran listrik dialirkan ke elektrolit. Contohnya energi listrik diubah menjadi energi kimia. (Oesper & Speter, 1937). Selain sel elektrolisis terdapat pula sel volta yaitu suatu proses yang terjadi karena adanya arus listrik menjadi suatu reaksi kimia redoks yang berlangsung secara tidak spontan. Di dalam sel elektrolisis diawali dari arus listrik dengan masuknya elektron yang searah menuju ke larutan melalui kutub negatif (Esther Prabowo, 2014).

3.2 Jenis-Jenis Sel Elektrokimia

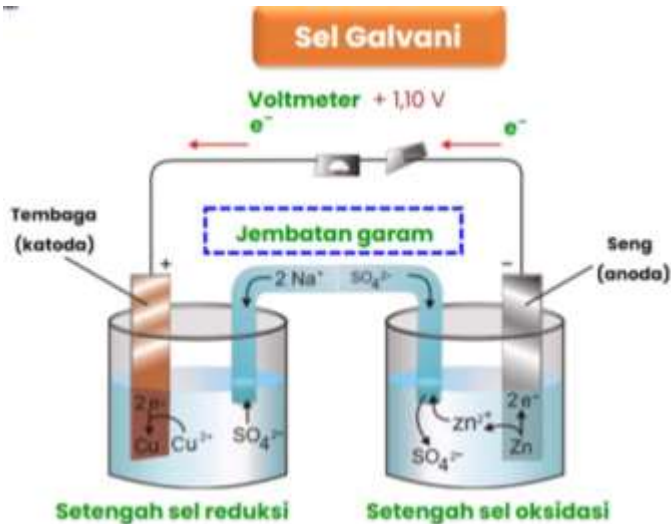
Dalam kehidupan sehari-hari diperlukan adanya penggunaan elektrokimia diantaranya :

3.2.1. Sel Volta / Sel Galvani

Sel galvani (sel volta) adalah suatu sel elektrokimia yang terdapat di dalam reaksi kimia dari reaksi reduksi oksidasi yang berlangsung secara spontan. Adapun berikut ini prinsip-prinsip Sel Volta atau Sel Galvani:

- a. Adanya reaksi redoks menyebabkan terjadinya gerakan elektron didalam area tersebut,
- b. Adanya perubahan energi dalam suatu reaksi kimia menjadi energi listrik,
- c. Elektron yang ada di anoda merupakan produk dari reaksi oksidasi (anoda kutub negative),
- d. Elektron yang ada di katoda merupakan produk dari reaksi oksidasi (katoda kutub positif)
- e. Arus listrik (arus elektron) dapat mengalir dari katoda menuju ke anoda,
- f. Keseimbangan ion-ion diperoleh jembatan garam dalam larutan.

Berikut ini Gambar 3.1 yang merupakan Rangkaian Sel Volta/Sel Galvani :



Gambar 3.1. Rangkaian Sel Volta/Sel Galvani

Sumber : (Dodi Pratama Simanungkalit, 2017)

Konsep-konsep sel Volta

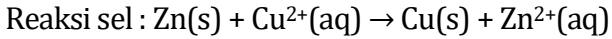
b) Notasi sel

Contoh : $\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}$

Dimana :

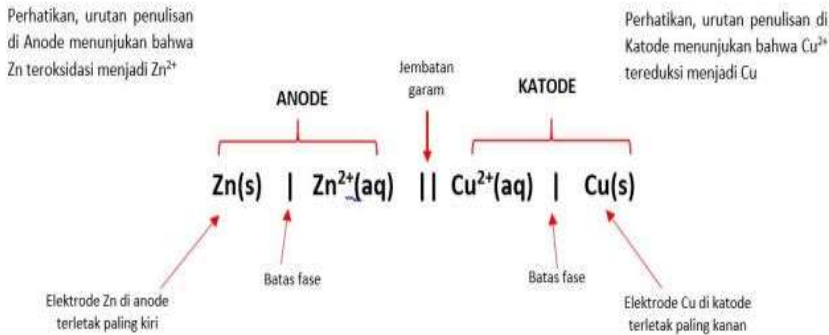
1. Sel tersebut meliputi anode dan katode
2. Tanda $|$ adalah batas fase untuk memisahkan fase berbeda.
3. Tanda $||$ adalah jembatan garam untuk memisahkan fase berbeda.
4. Posisi elektrode anode di kiri dan elektrode katode di kanan.

Untuk lebih jelasnya, berikut ini penulisan untuk notasi sel volta :



Sel volta terdiri dari anode Zn dan katode Cu. Dari reaksi diatas, Zn akan teroksidasi menjadi Zn^{2+} yang terletak di anode, sedangkan Cu^{2+} tereduksi menjadi Cu yang berada di katode.

Notasi sel volta:



Gambar 3.2. Rangkaian Notasi sel volta

Sumber : (Dodi Pratama Simanungkalit, 2017)

b) Deret Volta

Berikut ini deret volta yang digunakan:

Li K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au.

Dari susunan deret volta yang ada di atas, maka menunjukkan bahwa kedudukan suatu logam apabila bergeser ke kiri akan menyebabkan :

- logam-logam tersebut akan semakin mudah melepaskan elektron (bersifat reaktif)
- posisi logam sebelah kiri termasuk dalam reduktor yang paling kuat sehingga logam yang bergeser semakin ke kiri akan bersifat mudah teroksidasi.
- sedangkan logam yang sebelah kanannya akan mudah tereduksi oleh ion logam yang sebelah kirinya,

sedangkan ion logam di bagian kirinya teroksidasi oleh ion logam di bagian kanannya.

Oleh karena itu, apabila dilihat dari kedudukan logam yang bergeser ke sebelah kanan maka akan menunjukkan :

- logam yang sebelah kanan akan semakin sulit melepaskan elektron (kurang bersifat reaktif)
- sedangkan ion logam yang berada disebelah kanan merupakan oksidator yang memiliki sifat makin mudah tereduksi (akan semakin kuat)

Contoh dari sel Galvanik / sel volta antara lain :

1) Sel Daniell dan jembatan garam

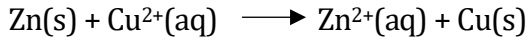
Jembatan garam ini biasanya digunakan sebagai sumber listrik. Sirkuit luar dapat menghubungkan kedua elektrode yang akan menghasilkan arus listrik dengan menyimpannya ke galvanometer yang biasanya dipasang di luar rangkaian tersebut. Saat jembatan garam digunakan sebagai sumber listrik maka akan terjadi perubahan dari ion Zn menjadi Zn^{2+} yang larut seperti reaksi sebagai berikut :

- $\text{Zn(s)} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$ (reaksi oksidasi)
- $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu(s)}$ (reaksi reduksi)

Dari hal diatas terlihat bahwa massa Zn akan berkurang sedangkan massa dari elektrode Cu akan mengalami penambahan dikarenakan adanya pengendapan Cu dari Cu^{2+} dalam larutan.

Pada sel Daniell terdapat penentuan kutub positif dan negatif yang dimana saat sel tersebut akan terhubung galvanometer maka akan terjadi arus elektron dari Cu ke Zn. Dimana logam tembaga (Cu) sebagai kutub positif dan logam seng (Zn) sebagai kutub negatif. Dari hal tersebut akan menimbulkan arus positif dari sebelah kiri ke kanan pada larutan dalam sel tersebut. Hal itu, menyebabkan

mengalirnya sebagian ion dari Zn^{2+} dalam larutan yang berada di sebelah kiri yang terjadi berlebihan ion Zn^{2+} daripada ion SO_4^{2-} yang ada. Berikut ini reaksi total pada sel Daniel disebut reaksi redoks spontan:



- 2) Sel kering atau sel leclanche
 - Katode terdiri dari karbon
 - Anode terdiri dari seng
 - Elektrolit terdiri dari campuran pasta yaitu $\text{MnO}_2 + \text{NH}_4\text{Cl}$ + sedikit air
- 3) Sel aki
 - Katode terdiri dari PbO_2
 - Anode terdiri dari Pb
 - Elektrolit terdiri dari larutan H_2SO_4
- 4) Sel bahan bakar
 - Elektrode terdiri dari Ni
 - Elektrolit terdiri dari larutan KOH
 - Bahan bakat yang digunakan H_2 dan O_2
- 5) Baterai Ni-Cd
 - Katode terdiri dari NiO_2 dengan sedikit air
 - Anode terdiri dari Cd

3.2.2 Sel elektrolisis

Sel elektrolisis yaitu sel yang didasarkan pada reaksi kimia yang memerlukan arus listrik.

- Kelompok sel elektrolisis, yaitu :

1. Sel elektrolisis bentuk lelehan/leburan

Sel bentuk ini hanya ada kation dan anion yang biasanya berlaku untuk senyawa ionik tanpa disertai adanya zat pelarut (tidak terdapat H_2O).

2. Sel elektrolisis bentuk larutan dengan elektrode tidak bereaksi (inert/tidak aktif)

Pada kation dan anion di sel bentuk ini terdapat adanya zat larut (air) yang tidak ada pengaruh dengan elektrodanya.

3. Sel elektrolisis bentuk larutan dengan elektrode aktif

Elektrode yang bereaksi adalah tembaga (Cu), perak (Ag), Nikel (Ni), besi (Fe), dan lain lainnya. Jenis-jenis elektrode tersebut hanya bereaksi di anode sedangkan di bagian katode tidak dapat bereaksi.

Contoh penggunaan sel elektrolisis, antara lain :

1. Elektrodeposisi adalah proses pengendapan suatu logam di permukaan electrode. Biasanya digunakan untuk pembuatan bahan nanoteknologi, sebagai pencegah korosi, industri elektroplating
2. Elektroanalisis merupakan suatu analisis aplikasi elektrolisis, contohnya polarografi, voltametri, potensiometri dan Voltametri stripping adsorptif (AdSV).
3. Elektrosintesis adalah salah satu teknik sintesis menggunakan senyawa organik maupun senyawa anorganik melalui proses elektrolisis. Elektrosintesis ini dapat pula menjadi solusi dari kelemahan sintesis yang biasanya terjadi. Senyawa-senyawa organik yang dapat melalui elektrosintesis terdiri dari asam asetat, adiponitril dan lain sebagainya. Sedangkan senyawa anorganik meliputi Ti, Al, Na, MnO_2 dan Cl_2 .
4. Elektrodegradasi merupakan suatu proses penguraian limbah organik maupun anorganik yang energinya lebih hemat dan efisien. Perlu adanya pemisahan dengan melarutkan logam tersebut ke dalam asam kuat. Kemudian terdapat proses pengendapan menjadi logam murni melalui pemisahan.

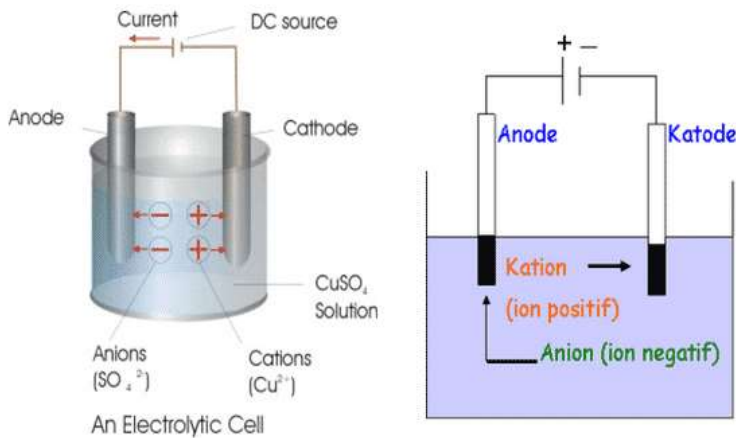
- Prinsip-prinsip dasar dari elektrolisis sebagai berikut:
 1. Memanfaatkan adanya reaksi oksidasi dan reduksi (redoks),
 2. Tidak diperlukan adanya jembatan garam, misalnya sel elektrokimia (sel volta).

Pada sel elektrolisis terdapat elektrode yang terdiri dari katode dengan muatan negatif dan anode yang memiliki muatan positif. Hal tersebut merupakan perbedaan antara sel elektrolisis dengan sel elektrokimia. Berikut ini prinsip-prinsip sel elektrolisis yang membedakan dengan sel elektrokimia :

1. Perubahan energi listrik menjadi energi kimia
2. Termasuk dalam reaksi tidak spontan disebabkan energi listrik dan luar
3. Biasanya berlangsung di dalam sel elektrolisis yang meliputi satu jenis larutan atau leburan elektrolit dan memiliki dua macam elektrode meliputi kutub positif dan kutub negatif yang dihubungkan dengan sumber arus listrik.

Arus listrik yang searah dapat mengalir ke suatu cairan atau larutan elektrolit melalui batang elektrode sehingga ion-ion logam yang ada di dalam cairan atau larutan tersebut menuju ke elektrode yang memiliki muatan berlawanan. Oleh karena itu, anode pada sel elektrolisis merupakan kutub positif terjadinya ionisasi (oksidasi) sedangkan katode pada sel elektrolisis ini merupakan kutub negatif yang merupakan tempat terjadinya reaksi reduksi.

Pada sel elektrolisis terdiri dari katode, anode dan elektrolit. Berikut ini rangkaian sel elektrolisis :



Gambar 3.3. Rangkaian Notasi sel volta

Sumber : (Ahcmad, 1992)

Adapun reaksi-reaksi sel elektrolisis antara lain :

1) Reaksi Pada Katode

- Katode merupakan ion positif yang akan mengalami reaksi reduksi, kecuali kation positif (+) yang berasal dari logam golongan IA, IIA dan ion Mn dalam larutan air yang tidak mengalami reduksi dan biasanya yang mengalami reduksi adalah H_2O ,
- Reaksinya : $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \longrightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
- Ion logam IA, IIA, Al, dan Mn berbentuk lelehan (leburan) akan mengalami reduksi

2) Reaksi Pada anode

- Anode merupakan ion negatif yang akan mengalami reaksi oksidasi apabila tidak adanya elektrode Pt dan C. Sedangkan ion negatif yang mengandung O pada SO_4^{2-} , MnO_4^- dan NO_3^- tidak akan mengalami reaksi oksidasi namun yang mengalami oksidasi adalah H_2O .
- Reaksinya : $2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2 + 4\text{e}$

- Jika elektrode anode merupakan logam aktif (selain Pt dan C) yang mengalami oksidasi adalah elektrode tersebut.
- 3) Elektroda
 - Elektroda dalam sel elektrokimia dapat disebut sebagai anoda atau katoda
 - Anoda merupakan bagian elektrode yang muncul elektron dari sel elektrokimia
 - Katoda merupakan bagian dari elektrode yang dimana ada bagian elektron memasuki sel elektrokimia sehingga akan terjadi reaksi reduksi.
 - Menunjukkan jika setiap elektrode dapat menjadi anode dan katode, hal tersebut tergantung dari tegangan listrik yang diberikan ke sel elektrokimia.
 - Elektroda bipolar merupakan suatu elektroda untuk anode dari sel elektrokimia dan katode bagi sel elektrokimia lainnya.

❖ LATIHAN SOAL

- 1) Sebutkan bahan apa yang akan digunakan untuk menghambat ujung-ujung pipa pada sel Galvani ?
- 2) Mengapa pada sel galvani, Na^+ tidak mengalir ke arah anode melainkan katode, begitu juga sebaliknya pada zat SO_4^{2-} tidak mengalir ke arah anode melainkan ke katode ?
- 3) Bagaimana penerapan sel volta di dalam aki ?

DAFTAR PUSTAKA

- Ahcmad, D. H., 1992. *Buku Penuntun Kimia Dasar : Elektrokimia Dan Kenetika Kimia..* s.l.:s.n.
- Dodi Pratama Simanungkalit, d., 2017. *Elektrokimia*, s.l.: s.n.
- Esther Prabowo, D. D., 2014. *Soal dan Pembahasan Redoks dan Elektrokimia*. s.l.:Graha Ilmu.
- Oesper, R. & Speter, M., 1937. *"The Faraday-Whewell correspondence concerning electro-chemical terms"*. s.l.:s.n.
- Rahmawati, M. S. F., 2013. *Elektrokimia : Transformasi Energi Kimia-Listrik*. Yogyakarta : Graha Ilmu.
- Riyanto, P., 2013. Elektrokimia dan Aplikasinya . In: Yogyakarta: Graha Ilmu .

BAB IV

POTENSIAL ELEKTRODA

Oleh Andis Sugrani

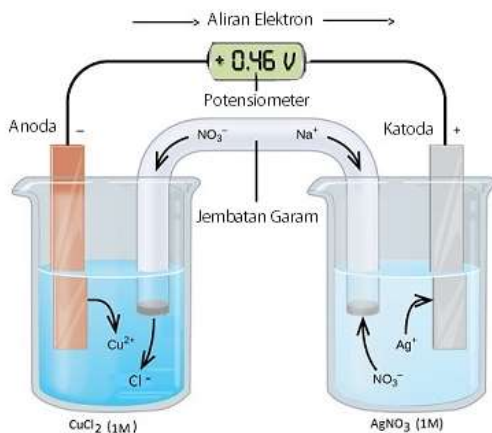
4.1 Pendahuluan

Pemanfaatan elektrokimia dalam kehidupan sehari-hari sangatlah banyak, misalnya pada baterai, aki, hingga ke pembuatan bahan kimia penting yang dapat dimanfaatkan pada pemurnian logam, penyepuhan logam dan pengontrolan korosi (Harahap. 2016). Sebagaimana yang telah dibahas pada bab-bab sebelumnya bahwa elektrokimia mempelajari hubungan antara reaksi kimia dan listrik. Pada sel elektrokimia reaksi redoks dapat dipecah menjadi dua setengah reaksi: oksidasi di anoda (kehilangan elektron) dan reduksi di katoda (penerimaan elektron) (Suryanta. 2013a). Listrik yang dihasilkan karena perbedaan potensial listrik antara potensial individu dari dua elektroda logam. Sangat sulit menentukan potensial elektroda secara individu dari masing-masing elektroda. Oleh karena itu diperlukan suatu elektroda yang dapat dipakai sebagai standar.

4.2 Potensial Elektroda

Telah jelas diketahui bahwa arus listrik terjadi karena elektron mengalir dari elektroda negatif ke elektroda positif yang disebabkan karena adanya perbedaan potensial antara kedua elektroda. Ibarat air maka akan mengalir dari tempat yang posisinya lebih tinggi ke tempat yang posisinya lebih rendah, begitu pula dengan listrik akan mengalir dari yang berpotensi tinggi ke tempat yang berpotensi rendah. Perbedaan potensial sekecil apapun perbedaan potensial maka akan menghasilkan arus listrik. Perbedaan nilai potensial dari dua elektroda inilah yang sering diartikan sebagai *potensial elektroda* (Suryanta. 2013b).

Perbedaan potensial dapat diukur dengan cara menggabungkan dua setengah sel (elektroda dan ion) yang berbeda yang diistilahkan dengan sel elektrokimia. Susunan sel elektrokimia dapat dilihat pada Gambar 4.1.



Gambar 4.1 Sel Elektrokimia

(Sumber : <https://homework.study.com/>)

Berdasarkan Gambar 5.1 dua setengah sel dihubungkan dimana elektroda tembaga (Cu) dicelupkan dalam $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ dan setengah dari sel lain yang terdiri dari elektroda perak (Ag) yang dicelupkan dalam larutan $\text{Ag}^+(\text{aq})$. Larutan ini kemudian dihubungkan dengan jembatan garam NaNO_3 dan elektroda dihubungkan dengan kabel. Perbedaan potensialnya diukur dengan bantuan potensiometri dan menunjukkan angka 0,46 Volt. Nilai perbedaan potensial inilah yang sering disimpulkan sebagai nilai potensial elektroda (courses.lumenlearning.com. 2020).

4.3 Potensial Elektroda Standar

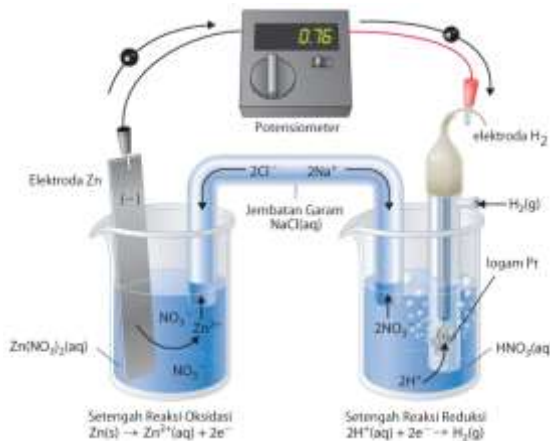
Pada sel elektrokima nilai yang terbaca pada alat potensiometer jelas disimpulkan sebagai nilai potensial elektroda akan tetapi kenyataannya itu adalah perbedaan potensial antara

elektroda yang satu (Katoda) dengan elektroda yang lainnya (Anoda) bukan merupakan nilai potensial elektroda dari salah satunya.

Dikarenakan pada potensial elektroda ini melibatkan dua peran elektroda logam, maka pertanyaan yang muncul bagaimana mengukur atau menetapkan harga potensial dari masing-masing elektrodanya? Maka, jawabannya harga potensial pasti dari masing-masing elektroda itu sulit untuk diukur secara individu, kecuali dengan menggabungkannya dengan setengah sel elektroda yang telah diketahui nilainya atau elektroda standar (Dogra & Dogra. 1990).

Elektroda standar yang digunakan adalah elektroda hidrogen. Elektroda hidrogen ini terdiri dari gas H_2 dengan tekanan 1 atm yang dialirkan melalui sekeping logam Pt yang dilapisi dengan serbuk platina yang halus pada suhu $25^\circ C$ dalam larutan asam (H^+) 1 M. Serbuk platina digunakan agar diperoleh luas permukaan sebesar mungkin untuk mengadsorpsi gas H_2 . Berdasarkan perjanjian, elektroda hidrogen diberi harga potensial = 0,00 Volt.

Sebagai contoh pengaplikasian elektroda standar dalam menghitung potensial elektroda maka digunakan Zn yang susunan sel elektrokimianya dapat dilihat pada Gambar 4.2. Jika elektroda Zn dihubungkan dengan elektroda H_2 , maka besarnya potensial elektroda yang terukur pada potensiometer adalah potensial elektroda Zn itu sendiri karena nilai potensial elektroda H_2 telah disepakati bernilai 0,00 (nol) Volt (Dogra & Dogra. 1990).

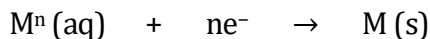


Gambar 4.2 Pengukuran Potensial Elektroda Zn
(Sumber : <https://saylordotorg.github.io/>)

IUPAC (International Union for Pure and Applied Chemistry) memberikan definisi bahwa potensial elektroda standar adalah nilai Gaya Gerak Listrik (GGL) standar sel di mana molekul hidrogen di bawah tekanan standar dioksidasi menjadi proton terlarut di elektroda sebelah kiri (Mills. 1993).

4.4 Menghitung Potensial Elektroda

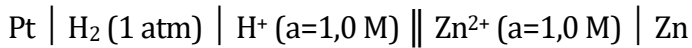
Berdasarkan perjanjian internasional *IUPAC* ditetapkan bahwa untuk menghitung potensial elektroda suatu sistem sel didasarkan pada reaksi reduksi dari logamnya. Sistem elektroda ini harus reversibel secara termodinamika, jika dituliskan reaksi umumnya yaitu:



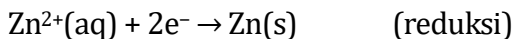
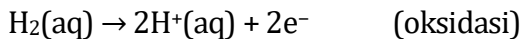
Pada perkembangannya potensial elektroda disebut pula dengan potensial reduksi. Potensial reduksi diberi lambang (E^0) dan didefinisikan sebagai potensial listrik yang ditimbulkan apabila suatu ion menangkap elektron (mengalami reduksi) menjadi logamnya.

Setiap logam-logam yang ada pada tabel periodik unsur dapat ditentukan nilai potensial reduksinya, namun tentunya potensial reduksi logam-logam ini tidak dapat diukur atau dihitung secara langsung, sebab tidak mungkin reaksi reduksi itu berlangsung sendirian tanpa ditemani reaksi oksidasinya (standar) dan pada sub bab sebelumnya telah dijelaskan standar yang digunakan adalah hidrogen (H_2).

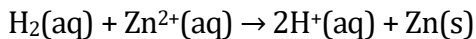
Sebagai contoh perhitungan potensial reduksi Zn dengan rangkaian sel elektrokimia dapat dilihat pada Gambar 4.2. Sistem sel elektrokimia tersebut jika dituliskan notasi selnya adalah sebagai berikut:



Persamaan setengah selnya adalah



Hasil reaksi gabungan dari dua setengah reaksi tersebut



Besarnya perbedaan potensial (*Electromotive Force (emf)*)

$$E_{(sel)} = E_{(Reduksi)} - E_{(Oksidasi)}$$

dan pada keadaan standar, potensial reduksinya

$$E^o_{(sel)} = E^o_{(Zn^{2+}/Zn)} - E^o_{(EHS)}$$

Karena pada potensiometer menunjukkan nilai 0,76 Volt merupakan nilai $E^o_{(sel)}$; kemudian telah disepakati pula untuk nilai potensial reduksi standar Hidrogen 0,00 Volt ($E^o_{(EHS)}$), maka persamaan potensial reduksi logamnya dapat dihitung:

$$0,76 \text{ Volt} = E^o_{(Zn^{2+}/Zn)} - 0,00 \text{ Volt}$$

$$E^o_{(Zn^{2+}/Zn)} = 0,76 \text{ Volt} + 0,00 \text{ Volt}$$

$$E^o_{(Zn^{2+}/Zn)} = 0,76 \text{ Volt}$$

Dari hasil perhitungan nilai potensial reduksi Zn ($E^{\circ}_{(Zn^{2+}/Zn)}$) adalah 0,76 Volt; akan tetapi karena elektroda Zn lebih sukar terjadi reaksi reduksi dibandingkan dengan elektroda H₂ (Suryanta. 2013b), maka harga potensial reduksi Zn bernilai negatif ($E^{\circ}_{(Zn^{2+}/Zn)} = - 0,76$ Volt).

Dengan cara yang sama nilai potensial reduksi standar dari berbagai logam yang terdapat dalam sistem periodik unsur dapat ditentukan dan selengkapnya dapat dilihat pada Tabel 4.1.

Tabel 4.1 Nilai Potensial Standar (25°C)

Setengah Reaksi Reduksi	E° (Volt)
$F_2(g) + 2e^- \rightarrow 2F^-(aq)$	2,87
$H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow 2H_2O(l)$	1,78
$Ce^{4+}(aq) + e^- \rightarrow Ce^{3+}(aq)$	1,72
$Cl_2(g) + 2e^- \rightarrow 2Cl^-(aq)$	1,36
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$	1,23
$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \rightarrow 2H_2O(l)$	1,23
$MnO_2(s) + 4H^+(aq) + 2e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 2H_2O(l)$	1,22
$Br_2(aq) + 2e^- \rightarrow 2Br^-(aq)$	1,09
$NO_3^-(aq) + 3H^+(aq) + 2e^- \rightarrow HNO_2(aq) + H_2O(l)$	0,93
$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$	0,80
$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq)$	0,77
$H_2SeO_3(aq) + 4H^+ + 4e^- \rightarrow Se(s) + 3H_2O(l)$	0,74
$O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2O_2(aq)$	0,70
$MnO_4^-(aq) + 2H_2O(l) + 3e^- \rightarrow MnO_2(s) + 4OH^-(aq)$	0,60
$MnO_4^{2-}(aq) + 2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow MnO_2(s) + 4OH^-(aq)$	0,60

Setengah Reaksi Reduksi	E° (Volt)
$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$	0,54
$\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow \text{S}(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	0,45
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$	0,40
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	0,34
$\text{AgCl}(\text{s}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$	0,22
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+(\text{aq})$	0,15
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	0,15
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0,00
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$2\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}_2\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-0,22
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0,26
$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	-0,36
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{s})$	-0,40
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{2+}(\text{aq})$	-0,41
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,45
$\text{Ag}_2\text{S}(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ag}(\text{s}) + \text{S}^{2-}(\text{aq})$	-0,69
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$\text{Be}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Be}(\text{s})$	-1,85
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3,04

Sumber: Saylor Academy, 2012

4.5 Manfaat Potensial Elektroda

Pengetahuan akan besarnya nilai potensial reduksi suatu logam memberikan beberapa manfaat antara lain:

4.5.1 Membandingkan kekuatan relatif oksidator dan reduktor

Reaksi yang terjadi pada elektoda melibatkan transfer muatan dari elektoda ke spesies yang terlarut atau sebaliknya. Reaksi seperti ini sering pula disebut dengan reaksi redoks. Nama redoks diperoleh dari penggabungan dua kata reduksi dan oksidasi. Reaksi oksidasi adalah suatu reaksi dimana suatu spesies melepaskan elektron (muatan negatif), sedangkan reaksi reduksi adalah suatu reaksi dimana suatu spesies menangkap elektron (muatan negatif). Zat yang mengalami oksidasi disebut reduktor, sedangkan zat yang mengalami reduksi disebut dengan oksidator (Suryanta. 2013a).

Kekuatan relatif suatu oksidator dan reduktor dapat diketahui dengan menggunakan bantuan tabel harga atau nilai dari potensial elektroda.

Contoh Soal

Suatu sel elektrokimia yang terdiri atas dua logam *Cadmium (Cd)* dan *Stannum (Sn)* tentukanlah mana diantara dua logam ini yang akan bertindak sebagai reduktor maupun oksidator?

Langkah penyelesaian

1. Tentukan terlebih harga potensial reduksi dari logam *Cadmium (Cd)* dan *Stannum (Sn)*, yang dapat dilihat pada Tabel 5.1
 $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s}), E^\circ = -0,14 \text{ Volt}$
 $\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{s}), E^\circ = -0,40 \text{ Volt}$
2. Berdasarkan harga potensial reduksi untuk Sn^{2+} (-0,14 Volt) lebih positif (kurang negatif) daripada Cd^{2+} (-0,40 Volt) atau $E^\circ (\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) > E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd})$; karenanya, reaksi Sn^{2+} adalah reaksi yang terjadi di katoda (reduksi) dan reaksi Cd^{2+} adalah reaksi yang terjadi di Anoda (oksidasi). Sehingga

dapat disimpulkan yang bertindak sebagai oksidator adalah Sn^{2+} dan reduktor adalah Cd^{2+} (Theodore, *et al.* 2009).

4.5.2 Menentukan Daya Gerak Listrik (DGL) sel

Daya Gerak listrik (DGL) atau *Electromotive Force (emf)* suatu logam dapat dihitung dengan mengetahui potensial standar reduksi dari logam lainnya yang saling bereaksi. DGL suatu sel besarnya adalah selisih kedua potensial elektroda atau sama dengan potensial sel elektroda standar dari katoda dikurangi potensial standar anoda (Widjajanti & Suwardi. 2007).

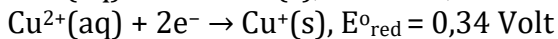
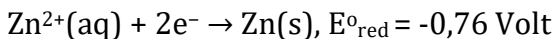
Contoh Soal

Tentukan E° Sel (DGL) untuk sistem berikut ini:



Langkah Penyelesaian

1. Menentukan nilai potensial reduksi dari dua logam yang bereaksi yaitu Zn dan Cu, Nilainya dapat dilihat pada Tabel 5.1.



2. Kemudian tentukan mana diantara logam tersebut yang mengalami reduksi dan mana yang mengalami oksidasi. Berdasar pada diagram sel dan nilai E°_{red} -nya maka diketahui bahwa yang mengalami reduksi adalah Cu dan yang mengalami oksidasi adalah Zn
3. Menghitung harga E° Sel (DGL) dari sitem tersebut dengan menggunakan rumus

$$E^\circ_{(\text{sel})} = E^\circ_{(\text{Reduksi})} - E^\circ_{(\text{Oksidasi})}$$

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

$$E^\circ_{(\text{sel})} = 0,34 - (-0,76) \text{ Volt}$$

$$E^\circ_{(\text{sel})} = 1,1 \text{ Volt}$$

4.5.3 Menentukan Suatu Reaksi berlangsung Spontan atau Tidak

Sel elektrokimia merupakan sel yang dapat menghasilkan reaksi kimia yang dapat berlangsung secara spontan atau pun tidak spontan yang dapat ditentukan berdasarkan tingkat oksidasi-reduksi suatu elektroda (Harahap. 2016).

Reaksi spontan adalah reaksi sel yang terjadi tanpa bantuan arus listrik, sedangkan reaksi tidak spontan adalah reaksi sel yang terjadi karena adanya bantuan arus listrik (Putri & Maruf. 2018). Reaksi suatu sel elektrokimia dapat diketahui berlangsung spontan atau tidak dengan melihat hasil perhitungan potensial elektrodanya (E° sel). Hubungan E° sel dengan reaksi pada keadaan standar dapat dilihat pada Tabel 4.2.

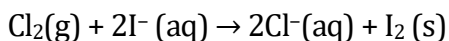
Tabel 4.2 Hubungan E° sel dengan reaksi pada keadaan standar

E° (Volt)	<i>Reaksi pada keadaan Standar</i>
Positif	Spontan
0	Pada kesetimbangan
Negatif	Tidak Spontan

Sumber: Sukmawati, 2020

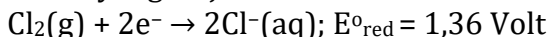
Contoh Soal

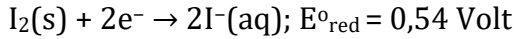
Dengan menggunakan potensial reduksi standar pada Tabel 5.1, tentukan apakah reaksi berikut berlangsung spontan dalam kondisi standar.



Langkah Penyelesaian

1. Berdasar pada tabel 5.1 tentukan potensial elektroda dan reaksi yang terjadi





Karena $E^\circ \text{Cl}_2 > E^\circ \text{I}_2$; karenanya, reaksi Cl_2 adalah reaksi yang terjadi di katoda (reduksi) dan reaksi I_2 adalah reaksi yang terjadi di Anoda (oksidasi).

2. Kemudian E° selnya dapat dihitung dengan menggunakan rumus:

$$E^\circ_{\text{(sel)}} = E^\circ_{\text{(Reduksi)}} - E^\circ_{\text{(Oksidasi)}}$$

$$E^\circ_{\text{(sel)}} = E^\circ (\text{Cl}_2) - E^\circ (\text{I}_2)$$

$$E^\circ_{\text{(sel)}} = 1,36 - 0,54 \text{ Volt}$$

$$E^\circ_{\text{(sel)}} = +0,82 \text{ Volt}$$

Karena nilai yang dihasilkan positif (+0,82 Volt), maka reaksinya berlangsung spontan.

DAFTAR PUSTAKA

- Courses.lumenlearning.com. 2020. Electrochemistry: Galvanic Cells. Diakses pada 10 April 2023. <https://courses.lumenlearning.com/suny-albany-chemistry/chapter/galvanic-cells/>.
- Dogra, S. K., & Dogra, S. (1990). Kimia fisik dan soal-soal. *Terjemahan dari Physical Chemistry Through Problems. Universitas Indonesia. P*, 80-93.
- Harahap, M. R. (2016). Sel Elektrokimia: Karakteristik dan Aplikasi. *CIRCUIT: Jurnal Ilmiah Pendidikan Teknik Elektro*, 2(1). Hal. 177-180.
- Mills, I. (1993). *Quantities, units and symbols in physical chemistry/prepared for publication by Ian Mills...[et al.]*. Oxford; Boston: Blackwell Science; Boca Raton, Fla.: CRC Press [distributor].
- Putri, A. R., & Maruf, A. (2018). Energi alternatif dengan menggunakan reaksi elektrokimia. *Jurnal Ilmiah Penelitian Dan Pembelajaran Informatika*, 3, 62-68.
- Sukmawati, W. (2020). *Redoks & Elektrokimia: Bintang Pustaka*. Bintang Pustaka Madani.
- Suryanta (2013a). Modul PLPG Kimia: Redoks dan Elektrokimia. Konsorsium Sertifikasi Guru.
- Suryanta (2013b). Potensiometri. UNY Press
- Saylor Academy. 2012. "General Chemistry: Principles, Patterns, and Applications v. 1.0". Diakses pada 10 April 2023. https://saylordotorg.github.io/text_general-chemistry-principles-patterns-and-applications-v1.0/s23-electrochemistry.html
- Theodore E. Brown, H. Eugene LeMay, Bruce E. Bursten, and Catherine J. Murphy. 2009. "Chemistry: The Central Science, Eleventh Edition". Pearson Education, Inc.
- Widjajanti, E. dan Suwardi. 2007. Kimia Fisika. Jurusan Pendidikan Kimia FMIPA UNY.

BAB V

KINERJA LISTRIK, DELTA GIBBS ($\Delta^{\circ}G$) DAN PERUBAHAN SPONTAN

Oleh Suhirman

5.1 Kinerja Listrik

Energi listrik yang dimanfaatkan tidak selalu berasal dari energi fosil dan non fosil yang dikonversi untuk menggerakkan turbin menuju generator dan akhirnya menghasilkan listrik yang ditranfer atau didistribusikan. Energi listrik justru dapat berasal dari salah satu reaksi elektrokimia.

Dalam mempelajari ilmu elektrokimia memiliki keterhubungan dengan listrik. Dimana listrik dapat bekerja untuk menghasilkan reaksi elektrokimia dan Reaksi elektrokimia dapat menghasilkan energi listrik.

Energi listrik yang diberikan pada sebuah sel anode hingga terjadi reaksi kimia dikenal dengan sel elektrolisis. Contohnya adalah terdapat anode magnesium dicelupkan dalam air limbah yang diberikan arus listrik paksa DC, kemudian anode tersebut terurai dan bereaksi dengan koloid dalam limbah.

Energi Listrik yang dihasilkan dari proses elektrokimia merupakan hasil sel dalam reaksi kimia seperti sel galvanis dan sel volta. Dalam bab ini akan dikaji mengenai kinerja listrik yang dihasilkan dari proses elektrokimia.

Dalam system elektrokimia besarnya energi listrik yang dihasilkan bergantung pada perbedaan potensial dari dua elektroda. Membuktikan besarnya energi listrik yang dihasilkan dapat menggunakan voltmeter atau multimeter.

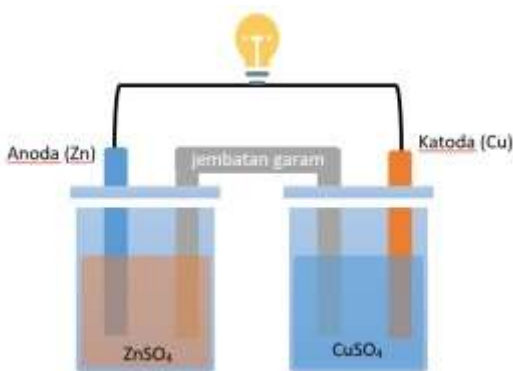
Pengukuran arus listrik menggunakan multimeter kecenderungan memiliki kekurangan telitian yang diakibatkan terdapat arus sel yang terbaca. Maka biasanya menggunakan potensiometer untuk membaca daya gerak listrik atau dikenal dengan DGL.

5.1.1 Kinerja Listrik Sel Volta

Pada tahun 1796 ditemukan sebuah energi listrik yang dihasilkan dari percobaan plat perak dan plat seng yang dihubungkan larutan elektrolit garam. Percobaan ini dilakukan oleh ilmuwan Alessandro Volta yang memberikan sebuah hasil penelitian bahwa reaksi elektrokimia menghasilkan arus listrik melalui reaksi redoks.

Kinerja Listrik dari sel volta elektrokimia yaitu:

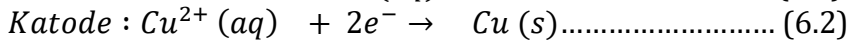
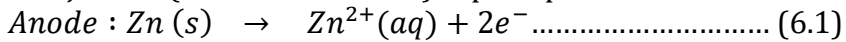
1. Dua buah elektroda konduktif yaitu anode dan katode dihubungkan. Pada katode akan terjadi reduksi sedangkan pada anode terjadi oksidasi
2. Pada saat terjadi oksidasi dan reduksi maka mendorong perpindahan elektron. Dimana perpindahan elektron terjadi dari zat yang teroksidasi ke zat yang tereduksi.
3. Elektron akhirnya dapat berpindah karena menggunakan larutan elektrolit yang memiliki sifat dapat menghantarkan elektron.



Gambar 5.1 Kinerja Listrik Dari Sel Volta
(Sumber: Yuliantito, 2023)

Kinerja listrik pada sel volta dijelaskan melalui gambar 5.1 yaitu rangkaian energi listrik dari sel volta. Terdapat dua buah chamber. Chamber pertama berisi anode Zn dan elektrolitnya dan Chamber kedua berisi katode Cu dan elektrolitnya lalu dihubungkan antar anode dan katode dengan penghantar listrik serta terdapat lampu. Kedua chamber juga dihubungkan dengan jembatan garam.

Pada saat kedua buah chamber tersebut tertutup maka terjadi reaksi secara spontan dimana logam Zn teroksidasi menjadi Zn^{2+} (massa berkurang) dan logam Cu tereduksi dari Cu^{2+} menjadi Cu (Massa bertambah) seperti pada reaksi berikut:



Berdasarkan reaksi pada persamaan 6.1 menunjukkan bahwa logam Zn menghasilkan elektron yang mengalir menuju Cu. Dimana energi listrik adalah elektron yang mengalir. Dapat dari reaksi yang spontan dan kontinyu maka semakin lama logam Zn akan semakin tipis sedangkan Logam Cu akan semakin menebal karena terjadi penambahan elektron.

Kinerja listrik dapat dihasilkan secara langsung dengan memasang 2 buah plat anode berbeda di air laut. Misalkan untuk melindungi material dari karat yang diakibatkan oleh air laut. Dimana korosi juga dapat terjadi antara material logam yang terendam air laut ($5,42 \times 10^{-5}$ mm/tahun. Logam tersebut dihubungkan dengan logam lainnya sehingga menghasilkan beda potensial. Setiap adanya beda potensial maka tentu akan menghasilkan elektron yang mengalir yang kemudian menjadi energi listrik.

5.2 Delta Gibbs ($\Delta^{\circ}G$)

Dalam ilmu termodinamika delta gibbs atau energi bebas gibbs adalah potensial untuk menghitung kerja secara reversibel pada kondisi suhu konstan (isothermal) dan tekanan konstan (Isobar). Energi bebas memiliki Batasan yaitu pada suhu dan tekanan konstan. Sedangkan jika yang konstan adalah suhu dan volume maka disebut energi bebas Helmholtz.

Energi gibbs memiliki satuan joule yang diperoleh dari rumus kondisi perubahan system dari kondisi awal ke kondisi akhir. Maka penurunan energi gibbs sebanding dengan kerja yang dilakukan sistem terhadap lingkungan dikurang dari kerja gaya tekan. Persamaan tersebut seperti pada persamaan 6.3 sebagai berikut

$$\Delta^{\circ}G = \Delta^{\circ}H - T\Delta^{\circ}S \dots \dots \dots (6.3)$$

Dimana nilai dari delta gibbs dapat digunakan untuk menentukan reaksi yang berlangsung spontan atau nonspontan yaitu jika nilai $\Delta^{\circ}G$ adalah negatif maka spontan, jika nilai $\Delta^{\circ}G$ positif adalah non spontan, sedangkan jika nilai $\Delta^{\circ}G$ adalah nol (0) maka dalam kondisi setimbang.

Agar nilai energi bebas berlangsung spontan maka sebaiknya bernilai negative. Pada prakteknya akan terbentuk nilai negative lebih mudah dengan cara membuat nilai delta H juga bersifat negatif (Triyono, 2013).

Energi bebas juga di peroleh dari sebuah diferensial dimana pada suhu dan tekanan konstan di peroleh sebuah persamaan sebagai berikut:

$$G = A + PV \dots \dots \dots (6.4)$$

Maka

$$\begin{aligned} dG &= dA + d(PV) \\ dG &= -SdT - PdV + PdV + VdP \\ dG &= -SdT - \cancel{PdV} + \cancel{PdV} + VdP \\ dG &= -SdT + VdP \dots \dots \dots (6.5) \end{aligned}$$

Energi bebas memiliki hubungan secara langsung dengan potensial sel arus nol (E). Pembuktian hubungan ini dilakukan dengan cara mengukur perubahan energi gibbs pada reaksi sel yang bertambah dengan kuantitas kecil pada beberapa komposisi. Adapun bounderi kondisinya adalah tekanan dan tempertur tetap seiring dengan besarnya kerja maksimum (dG).

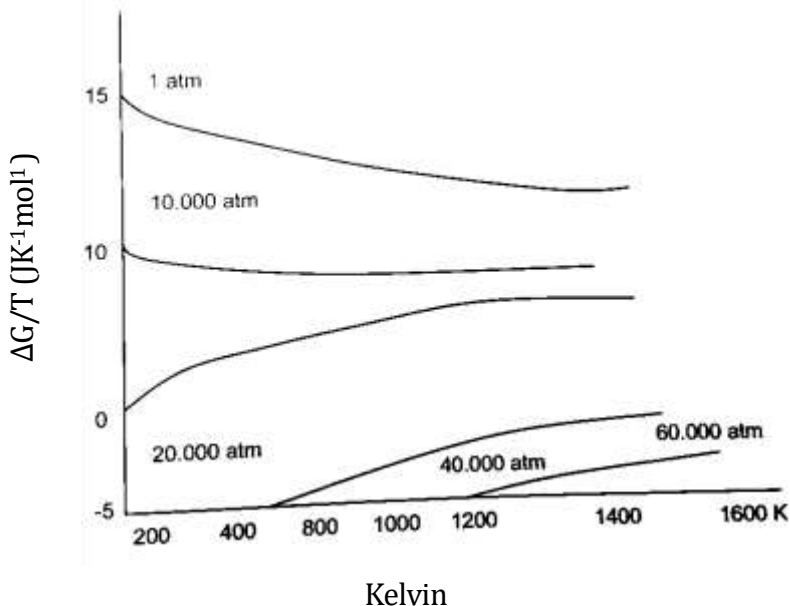
$$\Delta^{\circ}G = \left| \frac{dG}{dC} \right|_{T,P} \dots \dots \dots 6.6$$

Energi bebas juga memiliki hubungan dengan tempertaur atau suhu. Dimana suhu dapat meningkat dengan adanya tekanan yang meningkat atau kalor yang diberikan yang secara mikroskopik akan terjadi tumbukan antar partikel didalam sistem. Hal tersebut berkaitan dengan suhu yang mingkat dapat mengakibatkan reaksi lebih spontan. Berkaitan dengan energi gibbs bahwa nilai energi energi gibbs akan menurun (bernilai negatif) seiiring dengan suhu yang meningkat atau dinaikkan.

5.3 Perubahan Spontan

Perubahan spontan atau spontanitas biasanya dipengaruhi oleh perubahan entropi dan perubahan energi. Didalam ilmu termodinamika terdapat perubahan tenaga bebas Gibbs yang menentukan perubahan spontan ataupun tidak spontan.

Berdasarkan hukum kedua Termodinamika bahwa perubahan spontan dapat terjadi ketika terjadi energi gibbs negativ ($\Delta G < 0$). Disamping itu faktor yang mempengaruhi energi gibbs bernilai negative dipengaruhi oleh perubahan entalphi (ΔH) dan entropi (ΔS). Berdasarkan pengeruh ΔH , ΔS , ΔG maka ketiga variabel ini dikenal *dengan driving forces for spontaneous process*.



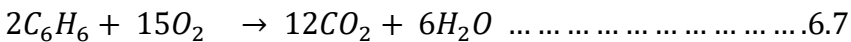
Gambar 5.2 Konversi grafit menjadi intan (Triyono, 2013)

Contoh yang sudah diaplikasikan adalah proses spontan yaitu perubahan dari material grafit menjadi material intan. Pada dasarnya kedua material ini tersusun dari atom karbon hanya saja grafit memiliki bentuk heksagonal sedangkan intan tetragonal. Grafik berikut menunjukkan hubungan antara tekanan (atm) dengan suhu (Kelvin) yang menunjukkan nilai $\Delta G/T$.

Seperti diketahui bahwa yang mempengaruhi reaksi berjalan spontan adalah ΔG , hal ini karena perubahan energi bebas memberikan data berupa jumlah kerja (W) maksimal pada suhu dan tekanan tetap. Artinya ΔG pada proses spontan energi yang bebas untuk melakukan kerja maksimum sedangkan proses yang tidak spontan membutuhkan peningkatan kerja secara maksimum agar mencapai proses yang spontan.

Proses spontan berdasarkan dua faktor yaitu nilai H yang menurun dan ΔS yang meningkat. Pembuktian kedua faktor ini dibuktikan dengan persamaan 6.3 yaitu perubahan energi bebas adalah hasil dari penurunan perubahan entalpi dengan hasil perkalian antara temperatur dengan perubahan entropi.

Contoh sebuah kasus yang menunjukkan reaksi spontan adalah pada suhu 25°C senyawa benzen fase liquid direaksikan dengan oksigen fase gas menghasilkan gas karbondioksida dan air fase cair seperti persamaan 6.7.



$$\Delta G = \sum \Delta G_{\text{produk}} - \sum \Delta G_{\text{reaktan}}$$

$$\Delta G = -6.405 \text{ kJ}$$

Dari hasil perhitungan menunjukkan bahwa nilai delta gibbs lebih kecil daripada 0 sehingga secara langsung proses berlangsung secara spontan.

Disamping itu reaksi tidak spontan atau perubahan tidak spontan bisa terjadi pada kondisi tidak terjadi reaksi pada sel volta. Hal tersebut diakibatkan oleh penempatan material anoda dan katoda tidak berada pada aturan deret volta yang mengakibatkan nilai energi potensialnya bernilai negatif.

Dalam memahami perubahan spontan tentu harus memahami deret volta yang memberikan gambaran tingkat kereaktifan. Dalam deret volta semakin logam kearah kanan maka semakin mudah tereduksi dan semakin kearah kiri maka logam semakin mudah tereduksi. Adapun susunan deret volta adalah sebagai berikut: Li K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au.

Listrik yang dihasilkan dari proses elektrokimia berkaitan dengan perubahan spontan yang dijabarkan dengan energi gibbs. Dimana energi gibbs sendiri hanya dapat diukur ketika reaksi reversible dimana $\Delta G = W$

W sendiri adalah energi listrik yang dapat dihitung dengan menggunakan rumus $W = -n \times F \times E_{sel}$ dengan penjabaran adalah n merupakan jumlah ekuivalen reaktan yang menjadi produk dan F merupakan muatan yang sebanding dengan jumlah mol.

DAFTAR PUSTAKA

- Raymond Chang. 2003. *Kimia Dasar Konsep-Konsep Inti*. Jakarta: Erlangga.
- Triyono. 2013. *Keseimbangan Kimia*. Yogyakarta: Gadjah Mada University Press.
- KR. Tretheway, J. Chamberlain. 2013. *Korosi untuk Mahasiswa dan Rekayasawan*. Jakarta: Gramedia Pustaka Utama.
- Fesenden, Fesenden. 1986. *Kimia Organik*. Jakarta: Erlangga.
- Riswiyanto. 2009. *Kimia Organik Edisi Kedua*. Jakarta: Erlangga.

BAB VI

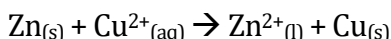
E⁰ SEL SEBAGAI FUNGSI KONSENTRASI

Oleh Isran Asnawi

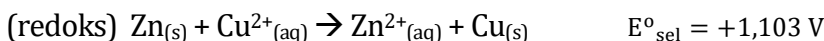
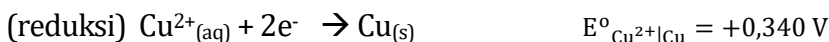
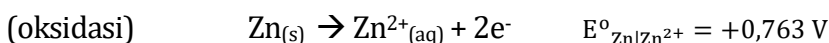
6.1 Pengaruh Konsentrasi terhadap nilai E⁰ sel

Kita telah memahami beberapa konsep elektrokimia diantaranya adalah potensial elektroda standar. Kata "standar" pada "potensial elektroda standar" menyatakan kondisi dimana perbedaan potensial (tegangan) dari dua elektroda, yang pada fase cair memiliki konsentrasi sebesar 1 M atau pada fase gas memiliki tekanan sebesar 1 atm. Namun kenyataannya kondisi ini sangat sulit dicapai pada pelaksanaannya di laboratorium.

Misalkan pada reaksi sel berikut, ingin diketahui nilai potensial elektroda standarnya (E⁰ sel).

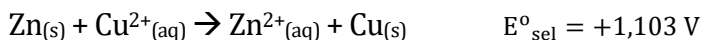


Untuk menjawabnya, maka kita dapat menguraikan dengan reaksi setengah sel seperti berikut:



Kondisi diatas berlangsung pada keadaan standar apabila Cu²⁺ dan Zn²⁺ memiliki konsentrasi sebesar 1 M dan diperoleh nilai E⁰ sel sebesar 1,103 V . Namun bagaimana apabila konsentrasi Cu²⁺ dan Zn²⁺ bukan 1 M ? . Maka dalam hal ini nilai E⁰ sel adalah bukan 1,103 V. Berdasarkan prinsip Le Chatelier, kenaikan konsentrasi Cu²⁺ akan menggeser reaksi ke arah produk dan meningkatkan daya dorong terhadap elektron, sehingga potensial sel akan meningkat. Pada satu sisi, kenaikan konsentrasi produk (Zn²⁺ atau Cu) akan menggeser

reaksi ke arah sebaliknya, akibatnya akan menurunkan potensi sel. Misalkan pada reaksi berikut:

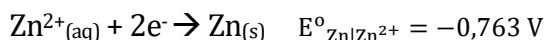


Pada reaksi sel tersebut, berapakah nilai E sel, apabila diketahui $[\text{Zn}^{2+}]$ sebesar 2 M dan $[\text{Cu}^{2+}]$ sebesar 1 M? Dalam hal ini, karena konsentrasi produk lebih besar dari keadaan standar maka nilai E sel $< 1,103 \text{ V}$. Bagaimana apabila diketahui $[\text{Zn}^{2+}]$ sebesar 1 M dan $[\text{Cu}^{2+}]$ sebesar 3 M? Maka dalam hal ini, karena konsentrasi pereaksi lebih besar dari keadaan standar maka nilai E sel $> 1,103 \text{ V}$.

Untuk mendapatkan nilai E sel pada kondisi non-standar atau konsentrasi larutan $\neq 1 \text{ M}$, maka perlu diuraikan persamaan matematis yang menghubungkan pengaruh konsentrasi dan nilai E_{sel} .

6.2 Sel Konsentrasi

Sel elektrokimia dengan pereaksi yang sama dapat dibangun jika konsentrasinya berbeda. Sebagai contoh sel elektrokimia yang mengandung dua sisi dengan masing-masing berisi larutan ZnSO_4 dengan konsentrasi yang berbeda. Seperti yang diketahui sebelumnya, maka arah aliran elektron adalah dari konsentrasi rendah ke tinggi (gambar 9.2). Dalam hal ini nilai E sel pada setengah reaksi digambarkan sebagai berikut:



Jika kedua sel mempunyai konsentrasi yang sama, yaitu masing-masing 1 M maka nilai E sel-nya adalah:

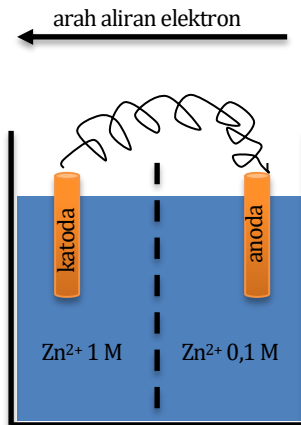
$$E^{\circ}_{\text{sel}} = 0,76 \text{ V} - 0,76 \text{ V} = 0,0 \text{ V}$$

Jika konsentrasi Zn^{2+} pada dua sisi berbeda, misalkan masing-masing 1 M dan 0,1 M, maka nilai E setengah reaksi tidak setara dan sel akan menghasilkan nilai yang positif.

Dalam hal ini, perlu diketahui arah elektron mengalir. Pada prinsipnya sel akan menyamakan konsentrasi Zn^{2+} pada kedua sisi. Ini dilakukan dengan mentransfer elektron dari ruas yang mengandung Zn^{2+} 0,1 M ke ruas 1 M (konsentrasi rendah ke tinggi).

Transfer elektron ini akan menghasilkan Zn^{2+} pada sisi yang konsentrasinya lebih pekat 1 M. Reaksi ini berlangsung secara spontan.

Sel yang berisi larutan pada kedua ruas, tetapi konsentrasi berbeda disebut sebagai sel konsentrasi. Perbedaan konsentrasi merupakan faktor yang mengendalikan nilai E sel, walaupun nilai E sel yang dihasilkan relatif kecil.



Gambar 6.1 Contoh sel dengan konsentrasi larutan berbeda
(Sumber: (Sunarya, 2011))

6.3 Persamaan Nernst

6.3.1 Prinsip

Nilai E sel pada keadaan non-standar dipengaruhi oleh energi bebas pada konsentrasi. Dalam hal ini, terdapat hubungan antara nilai E sel dengan besaran termodinamika. Berdasarkan hasil kajian, diketahui ada hubungan mendasar antara perubahan energi bebas reaksi kimia spontan (nilai ΔG), pada suhu dan tekanan tetap, dengan kerja listrik yang mendorong reaksi kimia dalam sel volta. Rumus hubungan nilai E sel terhadap besaran termodinamika adalah sebagai berikut:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

Karena $\Delta G = -nFE$ dan $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$ (G = energi bebas; n = jumlah elektron yang ditransfer; F = konstanta Faraday), persamaan dapat dituliskan sebagai:

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

Dengan membagi setiap ruas persamaan dengan $-nF$, maka didapatkan:

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

Persamaan ini memberikan hubungan antara nilai E sel dan konsentrasi larutan dalam sel, yang tidak lain digunakan menghitung nilai E sel pada kondisi non-standar. Persamaan ini dirumuskan oleh pakar kimia Jerman, Walter Hermann Nernst (1864 – 1941).

Walter Hermann Nernst baru berusia 25 tahun ketika dia merumuskan persamaannya yang berkaitan dengan tegangan dan konsentrasi sel. Dia juga dikreditkan dengan mengusulkan konsep produk kelarutan di tahun yang sama. Pada tahun 1906, ia mengumumkan teorema panas, yang sekarang kita kenal sebagai hukum ketiga termodinamika.

Pada suhu 25 °C, persamaan Nernst menjadi:

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

atau apabila menggunakan logaritma basis 10, maka persamaan menjadi:

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

Selama proses transfer elektron secara elektrokimia, elektron mengalir dari anoda ke katoda, menghasilkan peningkatan jumlah produk dan penurunan jumlah reaktan. Nilai Q adalah kesetimbangan reaksi (*quotient reaction*), dalam hal ini:

$$Q = \frac{[\text{ion produk}]^x}{[\text{ion reaktan}]^y}$$

dimana:

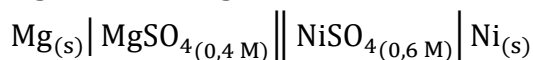
- Ketika nilai Q lebih dari 1, maka konsentrasi ion produk lebih besar daripada konsentrasi ion reaktan, sehingga reaksi cenderung bergeser ke arah reaktan. Maka berdasarkan prinsip Le Chatelier, nilai E sel ketika $Q > 1$ adalah $E \text{ sel} < E^\circ$ sel. Karena nilai $Q > 1$, maka $\ln Q$ bernilai positif, maka suku kedua dari persamaan Nernst ruas kanan bernilai negatif. Karena bernilai negatif maka $E \text{ sel} < E^\circ$ sel.
- Ketika nilai Q kurang dari 1, maka konsentrasi ion reaktan lebih besar daripada konsentrasi ion produk, sehingga reaksi cenderung bergeser ke arah produk. Maka berdasarkan prinsip Le Chatelier, nilai E sel ketika $Q < 1$ adalah $E \text{ sel} > E^\circ$ sel. Karena nilai $Q < 1$, maka $\ln Q$ bernilai negatif, maka suku kedua dari persamaan Nernst ruas kanan bernilai positif. Karena bernilai positif maka $E \text{ sel} > E^\circ$ sel.

Nilai E sel hasil perhitungan merupakan nilai E sel maksimum sebelum arus dipakai. Akibat sel dipakai dan arus mengalir dari anoda ke katoda, konsentrasi sel akan berubah, sehingga nilai E sel juga berubah. Kenyataan ini menunjukkan bahwa muatan listrik pada sel akan menurun secara bertahap sampai pada keadaan setimbang. Pada keadaan ini, ketika nilai Q meningkat, maka nilai E menurun sehingga sel mencapai kesetimbangan. Pada kesetimbangan, tidak ada transfer elektron, jadi $E = 0$ dan $Q = K$, di mana K adalah konstanta kesetimbangan. Pada kondisi ini tidak ada lagi elektron yang berpindah.

Suatu baterai yang tidak terpakai adalah baterai yang reaksi selnya telah mencapai kesetimbangan dan tidak ada lagi zat kimia yang memberikan daya dorong untuk menekan elektron mengalir melalui rangkaian. Dengan kata lain, kedua sisi sel memiliki energi bebas sama atau $\Delta G = 0$. Sel tidak lagi memiliki kemampuan untuk melakukan kerja listrik (Sunarya, 2011).

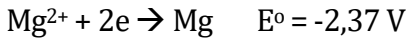
6.3.2 Contoh soal Persamaan Nernst

1. Diketahui diagram sel sebagai berikut:

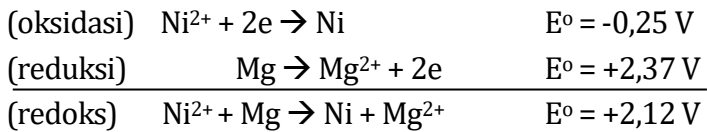


Hitunglah nilai E sel pada suhu 25 °C!

Jawab:



Reaksi sel setara dan spontan diperoleh sebagai berikut:



$$E^\circ \text{ sel} = 2,12 \text{ V}$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = 0,4 \text{ M}$$

$$[\text{Ni}^{2+}] = 0,6 \text{ M}$$

$$n = 2$$

Maka nilai-nilai diatas dapat langsung kita subsitusi ke persamaan Nernst:

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

$$E \text{ sel} = 2,12 - \frac{0,0257 \text{ V}}{2} \ln \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{[\text{Ni}^{2+}]}$$

$$E \text{ sel} = 2,12 - \frac{0,0257 \text{ V}}{2} \ln \frac{[0,4]}{[0,6]}$$

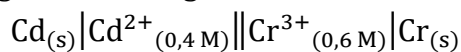
$$E \text{ sel} = 2,12 - \frac{0,0257 \text{ V}}{2} (-0,4155)$$

$$E \text{ sel} = 2,12 + 0,0053$$

$$E \text{ sel} = 2,12533 \text{ V}$$

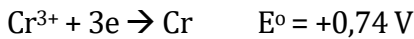
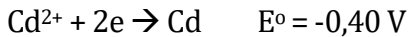
Dengan demikian, nilai E sel pada sel Mg dan Ni pada konsentrasi tersebut adalah 2,12533 V

2. Diketahui diagram sel sebagai berikut:

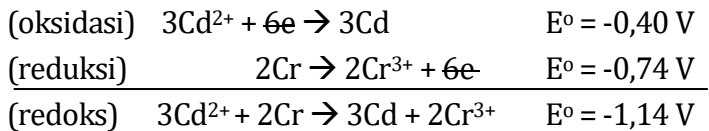


Hitunglah nilai E sel pada suhu 25 °C!

Jawab:



Reaksi sel setara dan spontan diperoleh sebagai berikut:



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

$$[\text{Cd}^{2+}] = 0,4 \text{ M}$$

$$[\text{Cr}^{3+}] = 0,6 \text{ M}$$

$$n = 6$$

Maka nilai-nilai diatas dapat langsung kita subsitusi ke persamaan Nernst:

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

$$E \text{ sel} = -1,14 - \frac{0,0257 \text{ V}}{6} \ln \frac{[\text{Cr}^{3+}]^2}{[\text{Cd}^{2+}]^3}$$

$$E \text{ sel} = -1,14 - \frac{0,0257 \text{ V}}{6} \ln \frac{[0,6]^2}{[0,4]^3}$$

$$E \text{ sel} = -1,14 - \frac{0,0257 \text{ V}}{6} (1,727)$$

$$E \text{ sel} = -1,14 - 0,004283$$

$$E \text{ sel} = -1,144283 \text{ V}$$

Dengan demikian, nilai E sel pada sel Cd dan Cr pada konsentrasi tersebut adalah -1,144283 V

3. Secara biologi, sel makhluk hidup dapat dibandingkan dengan sel konsentrasi elektrokimia untuk menghitung potensial membran sel. Potensial membran sel adalah potensial listrik yang terdapat pada membran sel. Yang terdapat pada sel otot dan sel saraf. Potensial ini bertugas

untuk menyebarkan impuls saraf dan detak jantung. Potensial membran sel terbentuk apabila terdapat konsentrasi yang tidak sama dari jenis ion yang sama di bagian dalam dan luar sel. Misalnya, konsentrasi ion K^+ di bagian dalam adalah 400mM dan luar sel saraf 15 mM. Dalam hal ini cobalah hitung nilai potensial listrik (nilai E sel) pada sel tersebut menggunakan persamaan Nernst! (Chang, 2010).

Jawab:

Dalam soal ini diketahui:

$E^o_{\text{sel}} = 0$ (karena ion yang sama dan konsentrasi yang sama)

$[K^+]_{\text{luar sel}} = 15 \text{ mM}$

$[K^+]_{\text{dalam sel}} = 400 \text{ mM}$

$n = 1$

Maka nilai-nilai diatas dapat langsung kita substitusi ke persamaan Nernst:

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

$$E_{\text{sel}} = 0 - \frac{0,0257 \text{ V}}{1} \ln \frac{[K^+]_{\text{luar}}}{[K^+]_{\text{dalam}}}$$

$$E_{\text{sel}} = -0,0257 \ln \frac{15}{400}$$

$$E_{\text{sel}} = 0,084 \text{ V} = 84 \text{ mV}$$

Dengan demikian, nilai potensial sel listrik pada membran sel tersebut untuk menyebarkan impuls saraf dan detak jantung adalah sebesar 84 mV atau 0,084 V.

6.4 Aplikasi Persamaan Nernst pada Penentuan Nilai pH

6.4.1 Penentuan nilai pH dengan Alat pH meter

Pengukuran nilai pH pada berbagai sampel cairan dapat dilakukan dengan menggunakan alat pH meter. Pada penggunaannya, pH meter bekerja dengan prinsip elektrokimia. Alat ini banyak digunakan untuk analisis derajat keasaman dan kebasaan pada berbagai sampel. Penentuan derajat keasaman

suatu cairan dimulai pada tahun 1906 ketika Max Cremer melakukan studi tentang antarmuka cair (interaksi antara cairan dan padatan). Beliau menemukan bahwa antarmuka cairan dan padatan dapat dipelajari dengan melakukan kontak antara gelembung kaca tipis dengan cairan, sehingga dihasilkan potensial listrik yang dapat diukur. Gagasan ini dilanjutkan oleh Fritz Haber (yang menemukan sintesis amonia dan pupuk buatan) dan Zygmunt Klemsiewicz yang menemukan bahwa bola kaca (elektroda kaca) dapat digunakan untuk mengukur aktivitas ion hidrogen dan diikuti dengan fungsi logaritma. Ahli biokimia Denmark Soren Sorensen kemudian menemukan skala pH pada tahun 1909 (Riyanto, 2012).

Metode penentuan pH secara elektrokimia sangat penting dalam berbagai bidang, termasuk dalam bidang ilmu farmasi, biologi, dan lingkungan. Dalam bidang farmasi, penentuan nilai pH larutan obat sangat penting karena pH larutan obat dapat mempengaruhi kelarutan dan stabilitas obat. Dalam bidang biologi, pH sangat penting untuk menjaga stabilitas keseimbangan sel dan organisme. Dalam bidang lingkungan, penentuan nilai pH diterapkan pada pengujian kualitas air limbah, dimana pH yang tepat sangat penting untuk menjaga kualitas air dan kesehatan lingkungan.



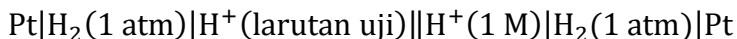
Gambar 6.2 Pengukuran nilai pH air menggunakan pH meter
(Sumber: Hyprowira, 2019)

Secara ringkas alat pH meter bekerja dengan menerapkan prinsip elektrokimia. Elektroda yang terdapat pada pH meter digunakan untuk mengukur potensial listrik dari larutan yang diukur (E sel). Potensial listrik ini kemudian digunakan untuk menentukan pH larutan uji. Elektroda pH terdiri dari elektroda referensi dan elektroda pengukur (kaca). Elektroda referensi berisi larutan elektrolit dengan pH yang stabil dan diketahui nilainya sedangkan elektroda pengukur (kaca) berisi larutan yang akan diukur pH-nya. Elektroda pengukur (kaca) akan menghasilkan potensial listrik yang berbeda-beda tergantung pada pH larutan yang diukur. Untuk menentukan nilai pH dari potensial listrik yang diketahui diterapkan persamaan Nernst.

6.4.2 Prinsip Kerja pH meter

Prinsip penentuan pH adalah potensial sel mendeteksi konsentrasi ion hidrogen dalam larutan sehingga nilai pH dapat ditentukan. Potensial sel sangat peka terhadap konsentrasi pereaksi dan produk yang terlibat di dalam reaksi sel, sehingga dapat digunakan untuk menentukan konsentrasi ion-ion termasuk ion hidrogen. Untuk mengukur pH larutan, dapat dilakukan dengan cara mencelupkan elektroda hidrogen ke dalam larutan dan menghubungkannya dengan elektroda hidrogen standar.

Notasi sel pada alat pH meter adalah sebagai berikut:



Nilai E sel ini sama dengan potensial yang dibangun oleh setengah sel larutan uji, dengan reaksi sebagai berikut:



Berdasarkan persamaan Nernst, pada kondisi 25 °C nilai E sel-nya adalah:

$$E_{\text{sel}} = -0,0592 \log [\text{H}^+]$$

Nilai $[H^+]$ adalah konsentrasi ion hidrogen larutan uji. Persamaan ini menunjukkan bahwa terdapat hubungan antara nilai E sel yang terukur dengan konsentrasi ion hidrogen larutan uji. Berdasarkan persamaan menghitung nilai pH, yaitu:

$$pH = -\log[H^+]$$

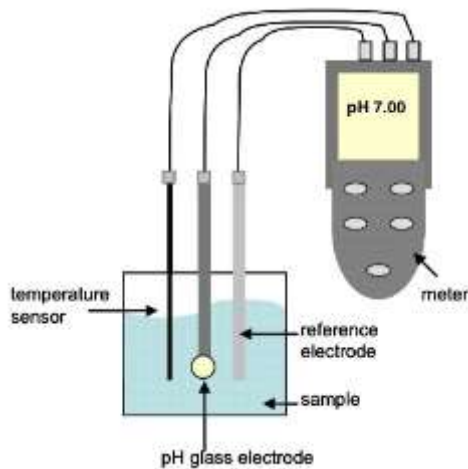
maka persamaan nilai E sel dapat ditulis menjadi:

$$E_{\text{sel}} = -0,0592 \text{ pH atau } pH = \frac{E_{\text{sel}}}{0,0592}$$

Berdasarkan persamaan diatas, secara prinsip nilai pH dapat diperoleh dari nilai E sel yang terukur dari elektroda pada pH meter. Proses ini melibatkan elektroda berisi sensor yang dihubungkan pada alat elektronik sebagai instrumen pengukur dan penunjuk skala.

6.4.3 Bagian-bagian pada pH meter

Pada dasarnya, bagian utama dari alat pH meter adalah elektroda yang memiliki sensor yang peka terhadap ion tertentu dalam hal ini ion hidrogen. Elektroda ini disebut sebagai elektroda kaca. Di dalam elektroda kaca terdapat sensor berupa lapisan berbentuk bulat dengan ketebalan 0,1 mm. Lapisan tersebut terpasang pada silinder kaca yang bersifat non-konduktor. Secara umum, bagian-bagian pada alat pH meter adalah sebagai berikut:



Gambar 6.3 Bagian-bagian alat pH meter
(Sumber: (Hyprowira, 2019))

Tiga bagian utama dari alat pH meter yaitu :

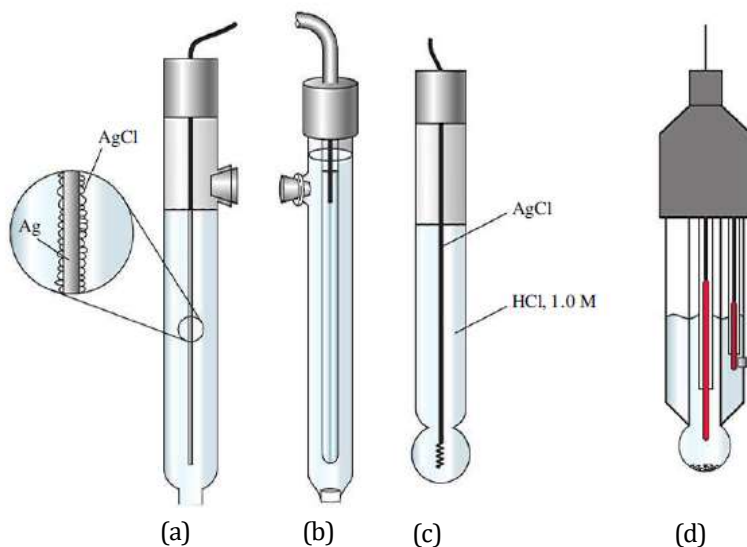
1. Elektroda kaca (*glass electrode*), yaitu elektroda yang mengalami kontak langsung dengan ion H^+ di dalam larutan uji dan menghasilkan perbedaan potensial.
2. Elektroda referensi (*reference electrode*) yaitu elektroda yang telah diketahui nilai potensialnya (E_{sel}). Elektroda ini terdiri atas beberapa jenis material salah satunya adalah perak-perak klorida ($Ag/AgCl$). Elektroda ini didesain memiliki nilai potensial yang tetap pada berbagai kondisi larutan.
3. Sensor suhu, yaitu sensor untuk mengukur suhu larutan uji. Hal ini penting diukur karena salah satu variabel penting pada persamaan Nernst adalah suhu.

Secara teoritis, elektroda seharusnya berbahan hidrogen agar terjadi transfer elektron dari ion H^+ yang diketahui konsentrasinya ke ion H^+ yang tidak diketahui (larutan uji). Namun secara praktis elektroda hidrogen sulit diterapkan karena menggunakan gas hidrogen pada tekanan standar. Hal ini menyebabkan elektroda hidrogen tidak praktis digunakan untuk rutinitas di laboratorium. Disamping itu, lempeng platina yang digunakan sebagai elektroda

mudah kotor karena kontaminasi larutan uji. Oleh karena itu, elektroda hidrogen jarang digunakan dan diganti dengan elektroda kaca.

Elektroda kaca terdiri dari bola kaca berdinding sangat tipis di ujung tabung yang berisi bahan berupa perak-perak klorida (Ag/AgCl) dan larutan HCl yang telah diketahui konsentrasinya (misal 1 M) (gambar 9.3a). Ketika bola kaca ditempatkan dalam larutan uji, nilai potensial akan berubah karena perbedaan konsentrasi yang melintasi membran. Untuk mengukur perbedaan potensial ini, digunakan elektroda referensi sebagai pembanding yang berupa kalomel jenuh (Hg_2Cl_2) atau perak-perak klorida (Ag/AgCl) yang berbeda. Berikut penjelasan dari masing-masing elektroda referensi tersebut:

1. Elektroda referensi berupa kalomel jenuh yang terdiri atas merkuri klorida (kalomel, Hg_2Cl_2) yang bercampur dengan merkuri berbentuk pasta, yang bersentuhan dengan merkuri cair, $\text{Hg}(\text{l})$, yang kemudian direndam dalam larutan kalium klorida 1,0 M. Reaksi sel pada elektroda referensi kalomel menghasilkan nilai E° sel sebesar 0,2680 V (pada 25 °C). Ilustrasi ini dapat dilihat pada gambar 6.4b
2. Elektroda referensi lain yang dapat digunakan adalah elektroda perak-perak klorida (Ag/AgCl). Elektroda ini terdiri atas kawat perak yang dilapisi padatan perak klorida. Lapisan perak klorida ini direndam dengan KCl 1 M. Reaksi sel pada elektroda referensi Ag/AgCl menghasilkan nilai E° sel sebesar 0,22233 V (pada 25 °C). Ilustrasi ini dapat dilihat pada gambar 6.4a



Gambar 6.4 (a) Elektroda referensi Ag/AgCl ; (b) Elektroda referensi kalomel ; (c) Elektroda kaca Ag/AgCl ; (d) Elektroda gabungan

(Sumber : (Ralph H. Petrucci *et al.*, 2011))

Elektroda pH di saat sekarang ini, telah menggabungkan elektroda kaca dan elektroda referensi menjadi satu elektroda. Elektroda gabungan ini memiliki cakram sinter kecil di sisi tabung luar yang bertindak sebagai jembatan garam antara elektroda dan larutan yang tidak diketahui (gambar 6.4d).

Pada elektroda kaca larutan elektroda dipisahkan dari larutan uji oleh membran kaca yang sangat tipis. Membran ini berfungsi untuk mengendalikan potensial (nilai E_{sel}) yang bergantung pada konsentrasi ion hidrogen inert dan permukaan terluar membran. Nilai E_{sel} bergantung secara linier pada pH. Secara umum, nilai E_{sel} diukur dengan voltameter yang nilai pH-nya terbaca secara langsung.

Elektroda kaca pertama kali dirancang pada tahun 1906 oleh ahli biologi Jerman Max Cremer. Rancangan yang dibuat adalah purwarupa untuk sejumlah besar elektroda membran yang

selektif terhadap ion tertentu, seperti ion K^+ , NH_4^+ , Cl^- dan banyak lainnya. Elektroda semacam itu dikenal secara kolektif sebagai elektroda selektif ion, dan memiliki banyak aplikasi dalam kimia lingkungan dan biokimia.

Elektroda pH dapat mengalami perubahan performa tergantung frekuensi penggunaan. Terkait hal ini, maka perlu dilakukan kalibrasi secara teratur untuk memastikan keakuratan pengukuran pH. Selain itu, elektroda pH juga rentan terhadap kerusakan dan harus dijaga dengan baik. Dalam penggunaan elektroda pH, perlu dihindari penggunaan bahan kimia yang korosif atau beracun yang dapat merusak elektroda pH.

DAFTAR PUSTAKA

- Chang, R. (2010) *Chemistry*. 10th edn. Edited by Tamara L. Hodge. New York, USA: Mc Graw Hill Book Co.
- Hyprowira (2019) *Ragam, Jenis, dan Fungsi pH Meter*. Available at: <https://hyprowira.com/blog/ragam-jenis-fungsi-ph-meter> (Accessed: 4 April 2023).
- Ralph H. Petrucci *et al.* (2011) *General Chemistry - Principles and Modern Applications*. 10th edn. Edited by G. Bennet. Toronto, Canada: Pearson Canada Inc.
- Riyanto (2012) *Elektrokimia dan Aplikasinya*. 1st edn. Yogyakarta: Graha Ilmu.
- Sunarya, Y. (2011) *Kimia Dasar 2: Berdasarkan Prinsip-prinsip Kimia Terkini*. 1st edn. Bandung: CV. Yrama Widya.

BAB VII

BATERAI: MENGHASILKAN LISTRIK MELALUI REAKSI KIMIA

Oleh Linda Hevira

Baterai adalah perangkat yang mengubah energi kimia menjadi energi listrik. Baterai terdiri dari satu atau lebih sel elektrokimia yang mengandung elektrolit dan elektroda (anoda dan katoda). Sel-sel ini menghasilkan arus listrik melalui reaksi kimia antara elektroda dan elektrolit.

Pada saat baterai dihubungkan ke suatu perangkat elektronik, arus listrik mengalir dari katoda melalui kawat ke anoda, melewati perangkat dan kembali ke katoda. Selama proses ini, energi kimia yang tersimpan dalam baterai diubah menjadi energi listrik yang dapat digunakan untuk menggerakkan perangkat atau mengisi baterai lainnya.

Proses ini berlangsung selama bahan kimia dalam baterai dapat bereaksi dan membangkitkan arus listrik. Ketika bahan kimia habis bereaksi, baterai perlu diisi ulang atau diganti dengan baterai yang baru. Ada berbagai jenis baterai, termasuk baterai kering, baterai asam timbal, baterai ion litium, dan baterai nikel-kadmium, masing-masing dengan karakteristik dan cara kerja yang berbeda.

Terdapat beberapa cara untuk menghasilkan listrik melalui reaksi kimia. Beberapa di antaranya adalah:

1. **Baterai:** Baterai merupakan salah satu cara paling umum untuk menghasilkan listrik melalui reaksi kimia. Baterai terdiri dari sel elektrokimia yang menghasilkan listrik dari reaksi kimia antara dua elektrolit atau elektroda berbeda.

2. Sel bahan bakar: Sel bahan bakar menghasilkan listrik melalui reaksi kimia antara bahan bakar (seperti hidrogen atau metanol) dan oksigen. Sel bahan bakar ini umumnya lebih efisien daripada baterai dan dapat digunakan sebagai sumber listrik untuk kendaraan bertenaga listrik.
3. Sel fotovoltaiik: Sel fotovoltaiik atau panel surya menghasilkan listrik melalui reaksi kimia antara sinar matahari dan bahan semikonduktor. Sel fotovoltaiik ini mengubah energi cahaya menjadi energi listrik.
4. Pemisahan elektrokimia: Pemisahan elektrokimia menghasilkan listrik melalui reaksi kimia antara dua elektrolit yang terpisah oleh membran ionik. Reaksi ini digunakan dalam proses seperti elektrolisis untuk menghasilkan hidrogen dan oksigen dari air.
5. Sel elektrokimia lainnya: Sel elektrokimia lainnya termasuk sel galvanik dan sel elektrolitik. Sel galvanik menghasilkan listrik melalui reaksi kimia antara dua elektroda yang berbeda, sedangkan sel elektrolitik menghasilkan listrik melalui reaksi kimia antara dua elektroda yang terendam dalam larutan elektrolit.

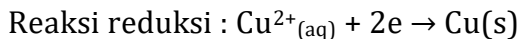
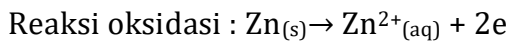
7.1 Cara Kerja Baterai

Baterai adalah perangkat elektrokimia yang menyimpan energi dalam bentuk kimia dan mengubahnya menjadi energi listrik saat dibutuhkan. Baterai terdiri dari dua elektroda, yakni katoda (elektroda positif) dan anoda (elektroda negatif), yang terpisah oleh elektrolit. Ketika baterai diisi ulang, energi listrik digunakan untuk membalikkan arah reaksi kimia dan mengembalikan baterai ke keadaan semula.

Saat baterai digunakan, elektron mengalir dari anoda ke katoda melalui kawat luar, sementara ion-ion bergerak dari anoda ke katoda melalui elektrolit. Proses ini menghasilkan arus listrik yang dapat digunakan untuk menggerakkan perangkat elektronik.

Baterai adalah bagian integral dari kehidupan kita sehari-hari, memberi daya pada segala sesuatu mulai dari ponsel cerdas dan laptop hingga mobil dan rumah kita. Namun, tidak semua orang mengetahui cara kerja baterai dan menghasilkan listrik.

Reaksi elektrokimia merupakan reaksi reduksi-oksidasi pada larutan elektrolit yang membutuhkan elektroda berupa katoda dan anoda sebagai berikut:



Zat yang mengalami oksidasi dinamakan reduktor, sedangkan zat yang mengalami reduksi disebut oksidator. Sel elektrokimia terdiri dari sel volta dan sel elektrolisis yang mempunyai perbedaan sebagai berikut :

1. Sel Volta, menghasilkan tenaga listrik dari reaksi spontan. Sel volta atau sel galvani ditemukan oleh ilmuwan Alexander Volta dan Luigi Galvani di tahun 1786. Mereka menemukan baterai yang berasal dari cairan garam. Pada sel Volta, kutub negatifnya adalah anoda sedangkan kutub positifnya adalah katoda. Keduanya dicelupkan kedalam larutan elektrolit yang dihubungkan oleh jembatan garam sebagai penetral kedua larutan yang membuat listrik. Reaksi kimia dari larutan elektrolit harus mengikuti kaedah deret volta yang sesuai dengan daya oksidasi serta reduksi dari masing-masing logam. Urutan deret tersebut adalah :

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, (H₂O), Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, (H), Cu, Hg, Ag, Pt, An.

2. Sel elektrolisis

Elektrolisis adalah proses kimia yang melibatkan pemisahan zat-zat kimia dengan menggunakan arus listrik.

Salah satu jenis elektrolisis yang umum dilakukan adalah elektrolisis larutan elektrolit.

Pada elektrolisis larutan elektrolit, arus listrik yang dialirkan ke dalam larutan tersebut akan menyebabkan terjadinya reaksi redoks di elektroda (elektrodeposit) yang terhubung dengan terminal positif dan negatif sumber listrik. Elektroda yang terhubung dengan terminal positif disebut anoda, sedangkan elektroda yang terhubung dengan terminal negatif disebut katoda.

Jika larutan elektrolit yang digunakan adalah larutan garam, maka ion-ion dari garam tersebut akan terdisosiasi dan bermigrasi ke elektroda yang sesuai. Ions positif (kation) akan bermigrasi ke katoda, sementara ion negatif (anion) akan bermigrasi ke anoda. Pada elektroda, ion-ion ini akan teroksidasi atau tereduksi, tergantung pada elektroda yang mereka capai.

Sebagai contoh, jika larutan garam natrium klorida (NaCl) digunakan sebagai elektrolit, maka ion-ion Na^+ akan bermigrasi ke katoda dan tereduksi menjadi logam natrium (Na), sementara ion-ion Cl^- akan bermigrasi ke anoda dan teroksidasi menjadi gas klor (Cl_2).

Sel elektrolisis merupakan perangkat yang digunakan untuk melakukan elektrolisis. Sel elektrolisis terdiri dari dua elektroda (anoda dan katoda) yang terpisah oleh elektrolit dan dihubungkan dengan sumber listrik. Sel elektrolisis biasanya digunakan untuk tujuan industri, seperti produksi logam dari bijih atau elektroplating.

Secara umum baterai dikelompokkan sebagai dua bagian, yaitu baterai primer serta baterai sekunder. Baterai utama adalah baterai yang bisa digunakan sekali saja tanpa dapat diisi ulang sehabis kapasitasnya habis.

Baterai sekunder ialah baterai yang dapat diisi ulang sesudah kapasitasnya habis atau lebih dikenal menggunakan rechargeable. Setelah baterai habis, elektron dan ion-ion berada di katoda dan anoda, dan baterai harus diisi ulang atau diganti dengan baterai baru agar dapat digunakan kembali. Selama proses pengisian ulang, arus listrik mengalir dari sumber listrik eksternal melalui katoda ke anoda, mengembalikan baterai ke keadaan semula (Prayogo & Wibowo, 2017).

Baterai menghasilkan listrik melalui reaksi kimia antara dua elektroda dan larutan elektrolit. Elektroda terbuat dari bahan yang berbeda, seperti seng, tembaga, atau litium, bergantung pada jenis baterainya. Larutan elektrolit adalah cairan yang memungkinkan ion bergerak bebas di antara elektroda, melengkapi sirkuit. Saat baterai dihubungkan ke perangkat, seperti bola lampu atau motor, reaksi kimia antara elektroda dan larutan elektrolit menciptakan aliran elektron dari satu elektroda ke elektroda lainnya. Aliran elektron ini menciptakan perbedaan potensial, atau voltase, yang dapat digunakan untuk memberi daya pada perangkat.

Baterai yang umum dijumpai dalam sehari-hari adalah baterai primer dan baterai sekunder. Baterai sekunder merupakan baterai yang bisa diisi ulang (rechargeable battery), seperti baterai ponsel. Baterai primer merupakan baterai sekali pakai. Baterai mempunyai sifat mengubah energi kimia menjadi tenaga listrik yang berisi bahan kimia seperti merkuri, kadmium, mangan, timbal, nikel, serta litium(2).

Keberadaan limbah baterai tersebut membahayakan kesehatan manusia dan termasuk kategori limbah Bahan Berbahaya dan Beracun (B3) yang dapat menyebabkan gangguan pada sistem saraf pusat, ginjal, sistem reproduksi dan bahkan kanker (3).

7.2 Perbedaan Elektrolisis dan Baterai

Elektrolisis dan baterai keduanya melibatkan perpindahan elektron dan ion, tetapi terdapat perbedaan signifikan dalam prinsip kerja dan tujuan dari kedua proses tersebut. Elektrolisis adalah proses yang digunakan untuk memecah senyawa menjadi unsur-unsurnya melalui aplikasi arus listrik. Proses ini memerlukan sumber listrik eksternal untuk memaksa aliran elektron melalui senyawa yang terdisosiasi. Elektrolisis umumnya digunakan dalam industri kimia untuk memproduksi logam seperti aluminium dan tembaga, serta dalam laboratorium untuk analisis kualitatif dan kuantitatif senyawa kimia.

Sementara itu, baterai adalah perangkat yang menghasilkan arus listrik melalui reaksi kimia yang terjadi di dalamnya. Baterai terdiri dari dua elektroda yang terbuat dari bahan yang berbeda, yang terendam dalam elektrolit. Selama baterai dalam kondisi non-rechargeable, reaksi kimia tersebut tidak dapat dibalikkan dan baterai akan habis dayanya seiring waktu. Namun pada baterai rechargeable, reaksi kimia bisa diatur kembali dengan mengalirkan arus sebaliknya.

Pada prinsipnya elektrolisis dan baterai memiliki tujuan yang berbeda. Elektrolisis digunakan untuk memecah senyawa menjadi unsur-unsurnya, sedangkan baterai digunakan untuk menghasilkan arus listrik melalui reaksi kimia di dalamnya.

7.3 Baterai Ramah Lingkungan

Pada saat ini penggunaan baterai primer yang sekali pakai cenderung berasal dari logam beracun dan berbahaya. Penggunaan baterai dari bahan yang ramah lingkungan saat ini sedang tengah digalakkan. Alternatif Bio-baterai merupakan solusi memanfaatkan bahan alam organik yang lebih ramah lingkungan jika dibandingkan dengan batu baterai konvensional yang mengandung bahan kimia berbahaya.

1. Baterai Dari Tanaman

Listrik yang berasal dari tanaman adalah konsep yang sedang dipelajari dan dikembangkan oleh para ilmuwan dan peneliti di seluruh dunia. Salah satu cara untuk menghasilkan listrik dari tanaman adalah dengan menggunakan teknologi Microbial Fuel Cell (MFC), yang memanfaatkan bakteri yang hidup di dalam tanah di sekitar akar tanaman untuk menghasilkan listrik.

MFC bekerja dengan cara mengubah energi kimia yang terkandung dalam bahan organik yang terdapat di dalam tanah menjadi energi listrik. Bakteri yang terdapat di dalam tanah akan memecah bahan organik tersebut menjadi senyawa-senyawa yang lebih sederhana dan menghasilkan elektron sebagai hasil sampingan dari reaksi kimia tersebut.

Elektron-elektron yang dihasilkan oleh bakteri tersebut kemudian ditangkap oleh elektroda yang terdapat di dalam MFC dan digunakan untuk menghasilkan listrik. Selama proses ini berlangsung, tanaman yang ditanam di atas tanah tersebut tetap hidup dan melakukan fotosintesis seperti biasa.

Meskipun teknologi ini masih dalam tahap pengembangan dan belum digunakan secara luas, namun potensinya sangat besar untuk menghasilkan listrik dengan cara yang ramah lingkungan dan berkelanjutan.

2. Baterai dari air laut

Kebutuhan energi listrik yang semakin meningkat serta berkurangnya minyak bumi, gas alam, dan batubara, maka penggunaan air garam sebagai elektrolit yang melimpah di bumi Indonesia, perlu untuk dilakukan. Elektroda Cu sebagai katoda dan Al sebagai Anoda, sedangkan separator dan elektrolit diambil dari pasir pantai dan air laut. Sel baterai dengan elektrolit air garam-air laut berhasil menyalakan lampu. dengan tegangan 1,31 V (Anisa & Setyaningrum, 2022).

3. Baterai dari Limbah Organik

Elektrolit dari baterai juga bisa dibuat dari sayuran dan buha yang mengandung air. Contohnya elektrolit pada jus lemon yang kaya akan asam sitrat diletakkan dalam casing baterai yang terbuat dari selulosa rumput dan jus okra. Selain itu juga dapat digunakan selulosa dan polisakarida (lignoselulosa, pektin, kitin, dll) yang terdapat dalam limbah kayu. (Ernawati et al., 2019)

Namun disamping itu, teknologi penggunaan limbah organik sebagai bahan baku baterai sudah mulai dikembangkan dan diuji coba. Baterai dari limbah organik ini dikenal dengan nama "baterai organik" atau "baterai biologis".

Proses pembuatan baterai organik melibatkan mikroorganisme yang bekerja untuk memecah senyawa organik di dalam limbah menjadi elektron dan proton. Elektron ini kemudian diarahkan melalui elektroda dan kabel ke perangkat yang membutuhkan energi listrik.

Kelebihan dari baterai organik adalah bahan bakunya berasal dari limbah organik yang mudah ditemukan dan murah, sehingga dapat membantu mengurangi masalah sampah dan menekan biaya produksi. Selain itu, baterai organik juga dapat diisi ulang dengan mudah dan memiliki potensi untuk digunakan pada perangkat yang membutuhkan daya rendah seperti sensor dan sistem pemantauan.

Elektrolit jus lemon yang kaya akan asam sitrat diletakkan dalam casing baterai yang terbuat dari selulosa rumput dan jus okra. Selain itu juga dapat digunakan selulosa dan polisakarida (lignoselulosa, pektin, kitin, dll) yang terdapat dalam limbah kayu. (Ernawati et al., 2019)

Pemanfaatan sampah organik banyak dimanfaatkan untuk membuat biobaterai. Hal ini disebabkan karena limbah sayuran mengandung asam askorbat, asam sitrat dan NADH (Nicotinamide Adenosine Dinucleotide

Hydrogen) yang berperan sebagai elektrolit. Sayuran juga banyak mengandung air, asam dan basa. Saat buah dan sayuran membusuk, terjadi fermentasi. Selama proses ini, buah dan sayuran menghasilkan lebih banyak asam yang meningkatkan kekuatan elektrolit pada buah dan sayuran sehingga bereaksi lebih kuat dengan elektroda dan menghasilkan tegangan yang tinggi. Contohnya baterai dengan pasta isian kulit pisang menghasilkan tegangan 1,12 V dan 1,24 V, sementara baterai dari kulit durian sebesar 0,99 volt dan dari kulit singkong menghasilkan tegangan 2,0 Volt.

Pisang sendiri merupakan merupakan tanaman yang tidak mengenal musim sehingga ketersediaannya cukup banyak. Kulit pisang sering dibuang begitu saja padahal mengandung mineral Kalium (K^+) yang berfungsi menjadi elektrolit. Selain itu juga mengandung garam sodium (Cl^-) pada jumlah sedikit. Reaksi tersebut menghasilkan Kalium Klorida yang bisa terionisasi serta menghantarkan arus listrik (Ristiono, 2021).

Baterai dari limbah buah busuk, terutama buah-buahan yang mengandung elektrolit seperti lemon, jeruk, dan apel dapat digunakan sebagai sumber elektrolit dalam baterai yang disebut "baterai biodegradable".

Selain itu, limbah buah busuk juga dapat digunakan sebagai sumber bahan bakar dalam pembangkit listrik, seperti misalnya pembangkit listrik biomassa. Limbah buah dapat diubah menjadi biogas melalui proses pengomposan atau digester anaerob, dan kemudian biogas ini dapat digunakan untuk menghasilkan listrik.

Baterai limbah busuk dapat dibuat dari limbah organik (buah busuk), pipa PVC sebagai wadah, logam Zink (Zn) sebagai elektrode negatif, dan Karbon (C) sebagai elektrode positif. Jika baterai limbah buah busuk energinya habis maka limbahnya bisa dibuat untuk kompos sedangkan tempatnya bisa dipakai kembali. Kandungan dari buah

busuk adalah senyawa organik seperti asam sitrat dan glukosa. Ketika tegangan pada baterai habis maka asam sitrat dan glukosa yang kaya unsur karbon, hidrogen, dan oksigen dapat dijadikan nutrisi bagi tanaman. Karena ketiga unsur tersebut merupakan unsur makro yang dibutuhkan tanaman. Karena di dalam kandungan baterai buah busuk, konsentrasi senyawa asam tidak merata di semua bagian baterai maka ada aliran elektron dari elektrode negatif (Zn) ke elektrode positif (C). Adanya aliran elektron tersebut menyebabkan adanya arus listrik dan tegangan listrik. Oleh sebab itu, baterai limbah buah busuk dapat dijadikan sumber energi berbentuk baterai yang bersifat ramah lingkungan dan dapat diperbaharui (Rukisworo, 2021).

4. Membran dari Styrofoam

Selain pemanfaatan limbah organik sebagai elektrolit bahan lain yang dibutuhkan adalah jembatan garam atau membran. Jembatan garam atau membran ini digunakan untuk menjaga keseimbangan kation dan anion di antara sirkuit internal. Dalam hal ini limbah styrofoam yang susah terurai dalam tanah dan berbahaya bagi tubuh dapat dimanfaatkan sebagai Polymer Electrolyte Membrane atau PEM. PEM berfungsi menghantarkan kation dari anoda ke katoda.

Styrofoam merupakan membran polimer yang mengandung polystiren (PS) dapat digunakan untuk menggantikan Nafion yang harganya mahal dan ketahanan termalnya rendah. Membran polimer ini juga dapat digunakan pada fuel cell, baterai Lithium dan sel surya (Eri Widiyanto, 2018).

DAFTAR PUSTAKA

- Anisa, Z., & Setyaningrum, D. (2022). Pemanfaatan Elektrolit Air Laut Sebagai Sumber Energi Listrik Baterai Dengan Elektroda Tembaga-Aluminium. *Sainmatika* <https://jurnal.univpgri-palembang.ac.id/index.php/sainmatika/article/view/9583>
- Eri Widiyanto, N. F. (2018). Fabrikasi Membran Polimer Berbasis Limbah Styrofoam Sebagai Elektrolit Pada Baterai Terbarukan. *Barometer*, 3(1), 119–121. <https://doi.org/10.35261/barometer.v3i1.1262>
- Ernawati, D., Arifudin, M., & Husodo, S. B. (2019). Baterai Ramah Lingkungan dari Limbah Serbuk Kayu Merbau (Intsia bijuga) dan Matoa (Pometia sp .) (Eco-friendly battery from Merbau (Intsia bijuga) and Matoa (Pometia sp .) sawdust). *Ilmu Teknol. Kayu Tropis*, 17(1), 83–89. <http://www.ejournalmapeki.org/index.php/JITKT/article/view/463>
- Prayogo, H., & Wibowo, A. (2017). Prototipe Charger Baterai Menggunakan Sumber Energi Matahari, Listrik, dan Mekanik. *Widya Teknik*, 9(1), 33–44. <http://journal.wima.ac.id/index.php/teknik/article/view/1295>
- Ristiono, A. (2021). Analisis Pemanfaatan Limbah Kulit Pisang Sebagai Komponen Baterai Ramah Lingkungan. *Mekanika*. <https://www.ejournal.unugha.ac.id/index.php/me/article/view/410>
- Rukisworo, L. (2021). Pemanfaatan Limbah Buah Busuk Sebagai Baterai Ramah Lingkungan Sekolah Untuk Menanamkan Jiwa Kreatifitas Dan Inovasi Murid. *Jurnal Cerdik: Jurnal Pendidikan Dan Pengajaran*, 1(1), 57–66. <https://doi.org/10.21776/ub.jcerdik.2021.001.01.05>

BAB VIII

KOROSI: SEL VOLTA YANG TIDAK DIINGINKAN

Oleh Ika Fitriani Juli Palupi

8.1 Pendahuluan

Korosi merupakan penghancuran paksa logam ataupun mineral bangunan ketika terkena zat yang korosif (Afandi, 2015). Sebagian besar fenomena korosi bersifat elektrokimia. Mereka menyiratkan dua atau lebih reaksi elektroda: oksidasi logam (reaksi parsial anodik) dan reduksi zat pengoksidasi (reaksi parsial katodik) (Marcus, 2002).

Ada dua jenis sel elektrokimia, yaitu sel galvanik dan sel elektrolisis. Nama sel galvanik diambil dari nama ahli fisika dari Italia yaitu Luigi Galvani (1737-1798), pengamatannya tentang otot kaki katak yang dibedah berkedut ketika diberi kejutan listrik kecil. Hal itu menunjukkan sifat listrik dari impuls saraf. Sel galvanik (atau disebut juga sel Volta) melepaskan energi selama reaksi redoks yang berjalan secara spontan ($\Delta G < 0$) untuk menghasilkan energi listrik. Jenis sel elektrokimia ini dinamakan sel volta, diambil dari nama penemunya yaitu Alessandro Volta (1745 – 1827). Sebaliknya, sel elektrolisis menggunakan energi dari luar untuk menghasilkan reaksi redoks non spontan ($\Delta G > 0$).

Kedua jenis sel ini mengandung dua elektroda yaitu logam padat yang dihubungkan ke sirkuit eksternal yang menyediakan energi listrik. Setengah reaksi oksidasi terjadi pada elektroda anoda, dan setengah reaksi reduksi terjadi pada elektroda katoda. Elektron mengalir dari anoda ke katoda saat sirkuit tertutup. Terdapat elektrolit yang merupakan larutan ionik yang memungkinkan ion berpindah untuk menjaga netralitas sistem listrik. Pada bagian ini hanya akan difokuskan pada reaksi yang terjadi pada sel volta atau sel galvanik. (Petrucci, 2011)

8.2 Sel Galvani

Seperangkat alat percobaan untuk menghasilkan listrik melalui penggunaan reaksi spontan disebut sel galvanik atau sel volta, diambil dari nama ilmuwan Italia Luigi Galvani dan Alessandro Volta, yang membuat versi awal alat tersebut. Gambar 9.1 menunjukkan contoh komponen penting dari sel galvanik. Batang seng direndam dalam larutan ZnSO_4 , dan batang tembaga direndam dalam larutan CuSO_4 .

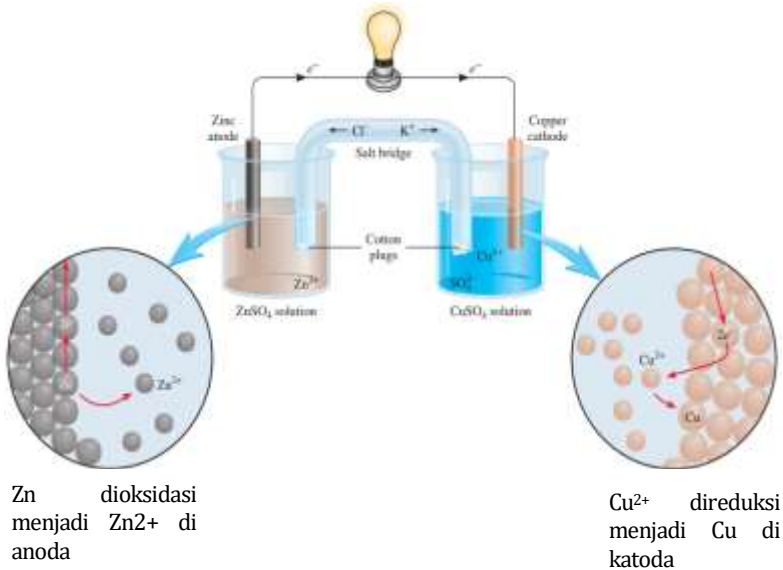
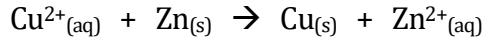
Sel beroperasi berdasarkan prinsip bahwa oksidasi Zn menjadi Zn^{2+} dan reduksi Cu^{2+} menjadi Cu dapat dilakukan secara bersamaan di lokasi terpisah dengan transfer elektron di antara keduanya terjadi melalui kabel eksternal. Batang seng dan tembaga disebut elektroda. Susunan khusus elektroda (Zn dan Cu) dan larutan (ZnSO_4 dan CuSO_4) ini disebut sel *Daniell*. Menurut definisi, anoda dalam sel galvanik adalah elektroda tempat terjadinya oksidasi dan katoda adalah elektroda tempat terjadinya reduksi.

Untuk sel *Daniell*, reaksi setengah sel, yaitu reaksi oksidasi dan reduksi pada elektroda, adalah:

Elektroda Zn (anoda): $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

Elektroda Cu (katoda): $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$

Perhatikan bahwa kecuali kedua larutan dipisahkan satu sama lain, ion Cu^{2+} akan bereaksi langsung dengan batang seng, sehingga tidak menghasilkan energi listrik yang dapat digunakan:



Gambar 8.1 Contoh sel galvani. Jembatan garam berupa pipa U terbalik mengandung larutan KCl media penghubung antara dua larutan katoda dan anoda. Ujung pipa U ditutup kapas untuk mencegah larutan KCl masuk ke sistem, namun tetap memungkinkan untuk terjadinya pertukaran kation dan anion dari larutan (Chang, 2010)

Untuk melengkapi rangkaian listrik, larutan harus dihubungkan dengan media penghantar sebagai tempat berpindahnya kation dan anion dari satu sistem ke sistem lainnya. Persyaratan ini dipenuhi oleh jembatan garam. Jembatan garam memiliki bentuk yang paling sederhana, yaitu tabung U terbalik yang berisi larutan elektrolit inert, seperti KCl atau NH_4NO_3 , yang ionnya tidak akan bereaksi dengan ion lain dalam larutan atau dengan elektroda (lihat Gambar 8.1). Selama terjadi keseluruhan reaksi redoks, elektron mengalir secara eksternal dari anoda (elektroda Zn) ke katoda (elektroda Cu). Dalam larutan, kation (Zn^{2+} , Cu^{2+} , dan K^+) bergerak menuju katoda, sedangkan anion (SO_4^{2-} dan Cl^-) bergerak menuju anoda. Tanpa jembatan garam yang menghubungkan kedua larutan, penumpukan muatan positif pada sistem anoda (karena pembentukan ion Zn^{2+}) dan muatan negatif

pada sistem katoda (tercipta ketika sebagian ion Cu^{2+} direduksi menjadi Cu) akan menghalangi kerja sel galvanik.

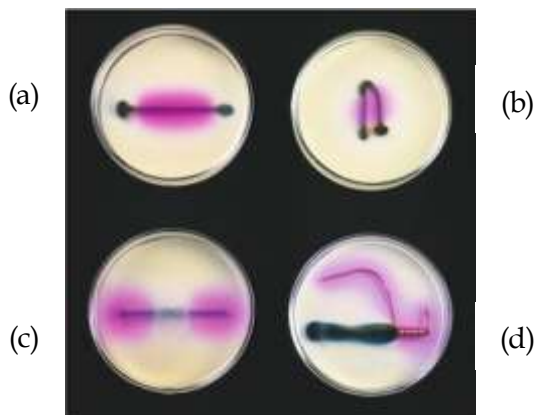
Arus listrik mengalir dari anoda ke katoda karena ada perbedaan energi potensial listrik antar elektroda. Aliran arus listrik ini dianalogikan sebagai aliran air terjun, yang terjadi karena adanya perbedaan energi potensial gravitasi, atau aliran gas dari daerah bertekanan tinggi ke daerah bertekanan rendah. (Chang, 2010)

8.3 Korosi

Reaksi yang terjadi pada baterai merupakan sumber yang penting untuk kelistrikan. Namun reaksi serupa juga mendasari terjadinya korosi. Pertimbangan pertama adalah dasar elektrokimia dari korosi, lalu yang kedua yaitu mempelajari bagaimana prinsip elektrokimia dapat diterapkan untuk mengendalikan korosi (Roberge, 1999).

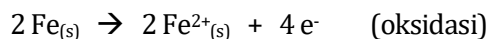
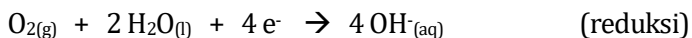
Proses terjadinya korosi dapat dilihat pada gambar 8.2 berikut yang menunjukkan proses dasar korosi pada paku besi. Ujung paku besi tertanam dalam gel yang mengandung indikator asam basa fenolftalein dan kalium ferisianida ($\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Dalam beberapa jam setelah percobaan dimulai, endapan biru tua terbentuk di pangkal dan ujung paku. Sementara itu gel yang menempel pada bagian tengah paku menjadi merah muda. Endapan biru menunjukkan adanya besi (II), warna merah muda menunjukkan fenolftalein dalam larutan basa.

Pada gambar 8.2 (a), oksidasi terjadi pada pangkal dan ujung paku, ditandai dengan karat yang terbentuk. Elektron yang dilepaskan saat oksidasi bergerak sepanjang batang paku dan digunakan untuk mereduksi produk yang terlarut. Hal tersebut terdeteksi oleh perubahan warna fenolftalein. Gambar 8.2 (b) oksidasi terjadi pada tiga titik, pangkal dan ujungnya serta bagian yang dibengkokkan. Paku lebih sering teroksidasi pada titik tersebut karena logam yang diregangkan lebih aktif (bersifat anodik) daripada logam yang tidak diregangkan (Petrucci, 2011).



Gambar 8.2 Warna merah muda merupakan hasil reaksi indikator fenoltalein dalam larutan basa, endapan biru tua merupakan hasil pembentukan $K_3[Fe(CN)_6]$. Korosi terjadi pada area yang bertegangan. (a) pada ujung dan pangkal paku, (b) pada lekukan, pangkal dan ujung paku, (c) lilitan seng melindungi paku dari korosi. Seng lebih teroksidasi daripada besi membentuk endapan putih, (d) tembaga tidak melindungi paku besi dari korosi. Elektron yang terlepas saat oksidasi setengah reaksi terdistribusi pada kawat tembaga, hal ini tampak pada perubahan warna menjadi merah muda pada sepanjang kawat tembaga (Petrucci, 2011)

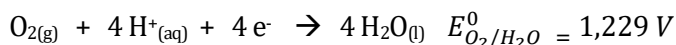
Persamaan reaksi setengah sel yang terjadi pada percobaan tersebut adalah sebagai berikut (Petrucci, 2011):



Nilai beda potensial pada kedua persamaan setengah reaksi adalah:

$$\begin{aligned} E_{sel}^0 &= E_{O_2/OH}^0 - E_{Fe^{2+}/Fe}^0 \\ &= 0,401 V - (-0,440 V) \\ &= 0,841 V \end{aligned}$$

Nilai beda potensial mengindikasikan bahwa proses korosi terjadi secara spontan ketika reaktan dan produk berada pada kondisi standar. Umumnya yang menjadi media korosi mengandung ion $OH^- \ll 1 M$. Setengah reaksi reduksi akan lebih sering terjadi dan nilai E_{sel} akan lebih besar dari 0,841 V. Korosi akan terjadi secara signifikan pada media asam, di mana setengah reaksi reduksinya adalah (Petrucci, 2011):



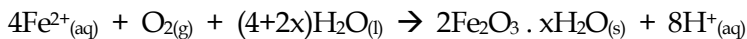
Korosi dipengaruhi oleh empat hal berikut(Afandi, 2015):

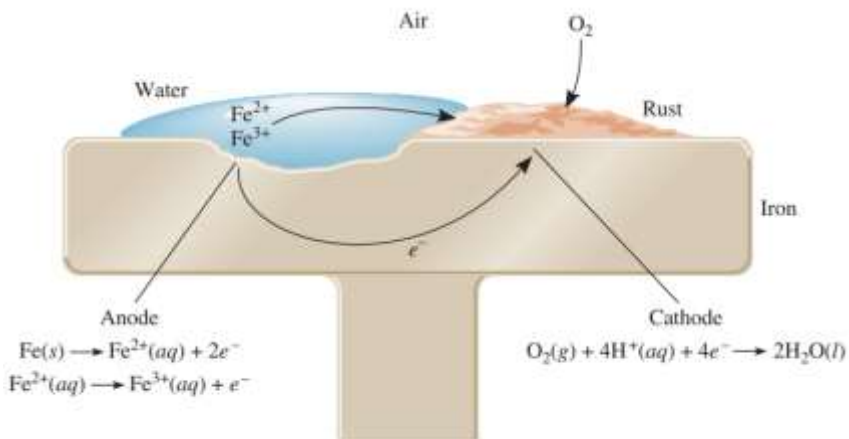
- a. Anoda
Anoda merupakan logam yang terkorosi, karena terjadi pelepasan elektron dari atom logam netral, menjadi kation
- b. Katoda
Logam yang berfungsi sebagai katoda tidak terkorosi. Reaksi yang terjadi pada katoda merupakan reaksi reduksi dan dipengaruhi oleh pH larutan. Jika pH kurang dari 7, biasanya akan menghasilkan asam. Sebaliknya jika pH larutan lebih dari 7, akan menghasilkan ion hidroksida yang bersifat basa (Sidiq, 2013).
- c. Larutan elektrolit
Larutan ini berfungsi sebagai media kontak listrik antara anoda dan katoda. Dapat berupa larutan asam, basa ataupun larutan garam
- d. Adanya hubungan arus
Arus dalam sel korosi dapat mengalir jika ada hubungan listrik antara katoda dan anoda.

8.4 Mekanisme Korosi Secara Umum

Sejauh ini contoh korosi yang paling dikenal adalah pembentukan karat pada besi. Gas oksigen dan air harus ada agar besi berkarat. Meskipun reaksi yang terlibat cukup kompleks dan tidak sepenuhnya dipahami, langkah-langkah utamanya adalah sebagai berikut. Suatu wilayah permukaan logam berfungsi sebagai anoda, tempat terjadinya oksidasi (Chang, 2010).

Ion Fe^{2+} terbentuk pada anoda dan dioksidasi lebih lanjut oleh oksigen dengan persamaan reaksi (Petrucchi, 2011):





Bentuk terhidrasi dari besi(III) oksida ini dikenal sebagai karat. Jumlah air yang berikatan dengan oksida besi bervariasi, jadi dinyatakan rumusnya sebagai $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Gambar 19.14 menunjukkan mekanisme pembentukan karat. Aliran arus dilengkapi dengan migrasi elektron dan ion; inilah mengapa karat terjadi begitu cepat di air asin. Di Indonesia, garam (NaCl atau CaCl_2) dari air laut maupun tanah merupakan penyebab utama pembentukan karat pada kapal maupun pipa.

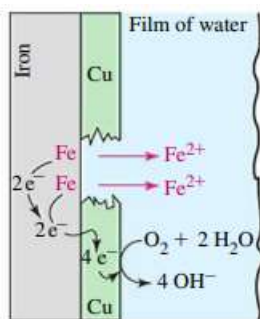
8.5 Korosi: Sel Volta Yang Tidak Diinginkan

Korosi merupakan mekanisme sel volta yang bekerja, namun menjadi sangat merugikan bagi manusia. Misalnya, saat terkena udara, karat besi, noda perak, dan tembaga serta kuningan menjadi hijau kebiruan permukaannya yang disebut patina. Dari berbagai logam yang mengalami korosi, besi sejauh ini merupakan yang paling penting secara komersial. Diperkirakan \$100 miliar per tahun dihabiskan di Amerika Serikat saja untuk mengganti benda-benda yang mengandung besi yang rusak akibat korosi. Akibatnya, pengembangan metode untuk melindungi permukaan logam dari korosi merupakan bidang penelitian industri yang sangat aktif. Pada bagian ini, kami menjelaskan beberapa proses kimia dan elektrokimia yang menyebabkan korosi (Petrucci, 2011)

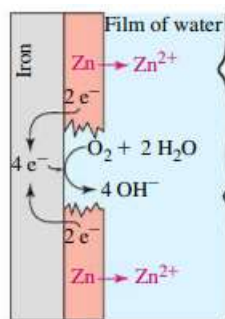
Beberapa logam seperti aluminium, menghasilkan korosi yang melekat erat pada logam di bawahnya dan melindungi logam tersebut dari korosi lebih lanjut. Sebaliknya, besi oksida atau karat terus mengelupas dan membentuk karat yang baru. Perilaku ini menjelaskan mengapa kaleng yang terbuat dari besi lebih cepat rusak dibandingkan dengan kaleng aluminium yang memiliki masa pakai lebih lama.

Metode paling sederhana untuk melindungi logam dari korosi adalah dengan melapisinya dengan cat atau lapisan pelindung yang tahan air atau reagen lain penyebab korosi. Metode lain untuk melindungi besi adalah dengan melapisinya dengan lapisan tipis logam lain. Aplikasi paling sederhana adalah menyepuh besi dengan tembaga melalui elektroplating atau dengan mencelupkan besi dalam timah cair. Dalam kedua jenis aplikasi ini, logam besi terlindungi selama lapisannya masih utuh. Namun jika lapisannya terbuka, semisal karena penyok, maka besi di bawahnya terbuka dan dapat terkorosi (Chang, 2010).

Besi lebih mudah teroksidasi daripada tembaga ataupun timah, bahkan setengah reaksi reduksi terjadi dalam proses pelapisan (gambar 8.2.d). Ketika besi dilapisi dengan seng, besi masih terlindungi karena seng lebih mudah teroksidasi dibandingkan dengan besi, dan produk korosinya melindungi seng dari korosi lebih lanjut (gambar 8.2. c dan gambar 8.4) (Petrucchi, 2011)



(a) besi berlapis tembaga



(b) besi tergalvanisasi

Gambar 8.4 Pada reaksi anodik, logam yang lebih mudah teroksidasi melepaskan elektron dan menghasilkan ion logam. (a) besi berlapis tembaga; (b) besi berlapis zinc. Pada reaksi katodik, oksigen terlarut membentuk lapisan tipis air pada permukaan logam dan tereduksi membentuk OH^- . Perkaratan besi terjadi pada (a), namun tidak terjadi pada (b) (Petrucchi, 2011)

Terdapat metode lain yang dapat digunakan untuk melindungi besi atau baja, seperti badan kapal, tangki penyimpanan, saluran pipa, sistem perpipaan. Metode tersebut adalah dengan menghubungkan sebarang magnesium atau logam lain yang lebih mudah teroksidasi ke objek, baik secara langsung maupun dengan kabel. Oksidasi terjadi pada logam aktif yang perlahan terkorosi. Permukaan besi objek memperoleh elektron dari oksidasi logam aktif. Besi berlaku sebagai katoda dan mengalami setengah reaksi reduksi. Selama logam aktif ada, maka besi akan selalu terlindungi. Jenis perlindungan ini disebut perlindungan katodik, dan logam aktif yang digunakan disebut anoda korban (Petrucchi, 2011).

DAFTAR PUSTAKA

- Afandi, Y. K., Arif, I. S., & Amiadji. (2015). Analisa Laju Korosi pada Pelat Baja Karbon dengan Variasi Ketebalan Coating. *Jurnal Teknik ITS*, 1-5.
- Chang, R. (2010). *Chemistry*. New York: Mc Graw Hill.
- Marcus, P. (2002). *Corrosion Mechanism in Theory and Practice*. New York: Marcel Dekker Inc.
- Petrucchi, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (2011). *General Chemistry: Principles ang Modern Application*. Ontario: Pearson Canada Inc.
- Roberge, P. R. (1999). *Handbook of Corrosion Engineering*. New York: Mc Graw Hill.
- Sidiq, M. F. (2013). Analisa Korosi dan Pengendaliannya. *Jurnal Foundry*, 25-30.

BAB IX

PERANAN ELEKTROKIMIA DALAM ILMU KIMIA

Oleh Andi Budirohmi

9.1 Elektrokimia Dalam Kehidupan Sehari Hari

Ilmu pengetahuan tentang segi elektronik dan reaksi kimia dikenal dengan elektrokimia (Alan L. dkk. 2022).Beberapa kejadian di alam ini yang mengemukakan kejadian dari reaksi kimia (Andi Budirohmi, 2023). Ada beberapa reaksi kimia yang bisa menghasilkan energi listrik serta dapat memberi kemudahan manusia dalam melaksanakan aktivitas, misalnya dalam penghidupan tiap hari seperti baterai, aki, dan lain-lain (Alan L. dkk. 2022).

Reaksi kimia yang dapat menghantarkan listrik berkaitan erat dengan dengan sel elektrokimia. hal ini disebabkan karena dalam sel elektrokimia terdapat reaksi antar ion anoda dan ion katoda bisa menghantarkan arus listrik (David,W,O dkk. 2001). Sebagaimana kita pahami, sel elektrokimia dapat dikategorikan sebagai sel volta dan sel elektrolisis. Sel volta ialah sel elektrokimia yang bisa mengakibatkan berlangsungnya energi listrik dari suatu reaksi reduksi-oksidasi (redoks) yang spontan. Sementara sel elektrolisis ialah sel yang memanfaatkan arus listrik untuk membuat reaksi redoks (Benjamin, C, dkk. 2023).

9.2 Elektrokimia Dalam Bidang Kimia

Peranan elektrokimia dalam ilmu kimia banyak kita temukan di muka bumi. Ada beberapa hal ini kita akan bahas diantaranya sel-sel elektrokimia, reaksi redoks dan korosi (Hiskia A. 2012).

9.2.1 Sel-Sel Elektrokimia

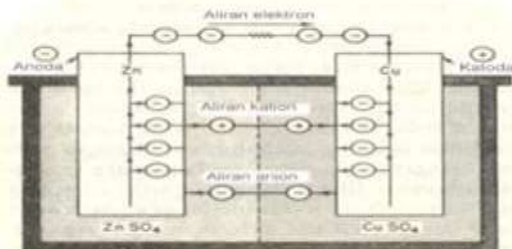
Dalam larutan sel elektrokimia tersusun dari dua kutub baterai, yang dinamai dengan katoda dan anoda. Pada kutub baterai

tersebut berlangsung reaksi reduksi di katoda dan terhadap anoda berlangsung reaksi oksidasi. Sel elektrokimia bisa dikelompokkan menjadi dua (Heny, E,H. 2019), yaitu:

1. Sel Galvani contoh : baterai (sel kering), aki
2. Sel Elektrolisis contoh : penyepuhan, pemurnian logam

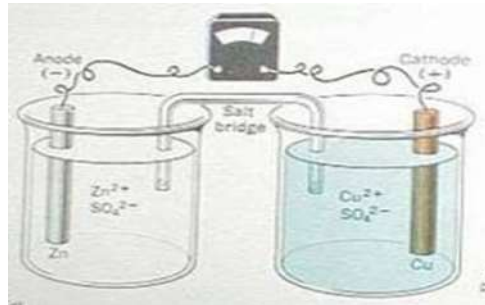
9.2.2 Sel Galvani

Sel Galvani ialah sel elektrokimia yang bisa memproduksi energi listrik dan berlangsung reaksi redoks secara tiba-tiba, contohnya adalah sel Daniell. Sebagaimana kita pahami prinsip kerja sel Daniell ditandai dengan penyimpangan jarum pada galvometer, yang sebelumnya kedua elektroda dihubungkan dengan sirkuit luar (Nana sutresna. 2007). Hal tersebut dapat dilihat pada Gambar 9.1.



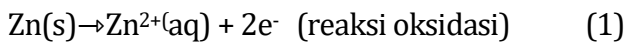
Gambar 9.1. Sel Daniell,
(Sumber : David,W,O. 2001)

Ada beberapa cara modifikasi sel Daniel yang dapat dilakukan, satu diantaranya dengan dengan menghubungkan kedua sel tersebut dengan jembatan garam (Lukman Hakim.2022). Rangkaian sel Daniell dengan jembatan garam dilihat di Gambar 9.2 .

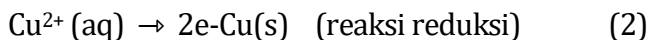


Gambar 9. 2. Sel Daniell dengan Jembatan Garam
(Sumber: Raymon C. 2005).

Jika sel Daniell dipakai selaku pasokan listrik, maka ada perpindahan dari Zn(seng) menjadi Zn^{2+} yang larut, reaksinya dapat dilihat pada Persamaan 1



Dalam bagian ini dijumpai Zn yang massanya semakin kurang sebelum dan sesudah reaksi. Di tempat yang berbeda, terlihat elektroda Cu (tembaga) massanya semakin bertambah karena ada endapan Cu dari Cu^{2+} dalam larutan tersebut (Raymon Chang. 2005). Reaksi tersebut dapat dilihat pada Persamaan 2



Pada reaksi sel ini kutub baterai Zn selaku anoda dan Cu sebagai katoda. Jika sel Daniell kita rangkai, maka berlangsung arus dari kutub baterai Zn ke kutub baterai Cu pada sirkuit luar. Dalam hal ini seng selaku kutub negatif dan tembaga selaku kutub positif (Raymon Chang. 2005).

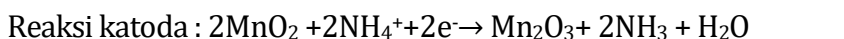
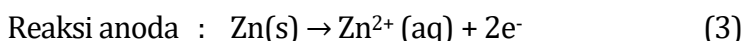
9.2.3 Jenis-Jenis Sel Galvani

Seperti yang kita pahami ada beberapa jenis sel Galvani yang kita jumpai di alam ini. Sel tersebut memiliki peranan yang penting dalam bidang kimia maupun dalam kehidupan kita. Dalam hal ini beragam contoh serta uraian yang termasuk jenis sel Galvani (Hiskia Achmad. 2012)

9.2.4 Sel Leclance

Sel Leclance dinamai juga dengan sel kering, ini sering digunakan pada radio, tape, senter dll. Sel tersebut memiliki karbon sebagai katodanya sebagai terminal positif yang dilindungi oleh pasta karbon, MnO_2 dan NH_4Cl_2 sedangkan anodanya sebagai terminal

negatif yang tersimpan di bawah baterai (Hiskia Achmad. 2012). Berikut contoh ini reaksi anoda dan katoda pada sel kering:



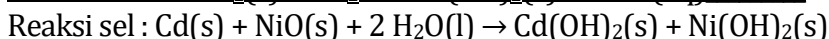
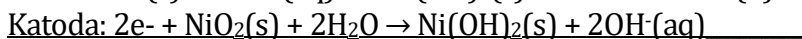
Selanjutnya amonia yang terdapat pada katoda akan bereaksi dengan Zn^{2+} yang bertindak selaku anoda dan menghasilkan ion $\text{Zn}(\text{NH})^{2+}$ (Hiskia Achmad. 2012).

9.2.5 Sel Aki

Adapun sel aki mempunyai susunan yang terdiri atas elektroda Ni (nikel), larutan kalium hidroksida (KOH), serta bahan bakar hidrogen dan oksigen (David,W,O dkk. 2001).

9.2.6. Baterai Yang terbentuk Dari Nikel dan Cadmiun

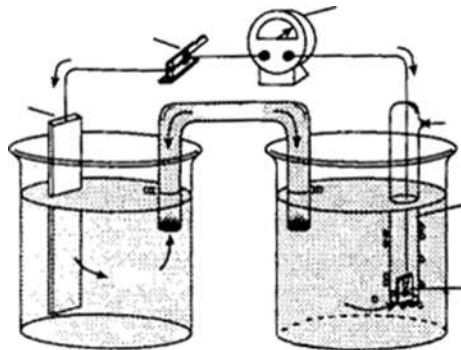
Baterai dari nikel (Ni) dan cadmium (Cd) memiliki keunikan karena bisa diisi ulang dayanya dan umumnya digunakan pada alat-alat elektronik peka. Dalam hal ini yang berfungsi sebagai katoda NiO_2 dengan sedikit air dan Cd sebagai anoda. Reaksi pada baterai tersebut (David,W,O dkk. 2001), yaitu:



9.3. Potensial Sel Volta

Pemanfaatan sel volta banyak dijumpai pada saat ini, terutama di bidang kimia. Potensial sel volta bisa diperoleh dengan percobaan dan memanfaatkan voltmeter potensiometer (Florian, D. dkk. 2022).

Pada saat alat dioperasikan pengukuran terhadap potensial elektroda lebih di fokuskan. Bila mengukur potensial kutub baterai digunakan kutub baterai lain sebagai perbandingan. Dalam hal ini dipakai kutub baterai hidrogen selaku standar karena nilai potensialnya sama dengan nol. Alat tersebut suhunya diukur pada temperatur 25°C dan tekanan 1 atm (Haotin C. dkk. 2022. Rangkaian potensial kutub baterai dapat ditunjukkan pada Gambar 9.3



Gambar 9.3. Potensial Elektroda relatif
(Sumber: David,W,O. 2001)

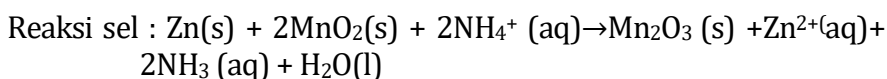
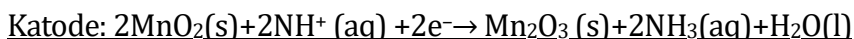
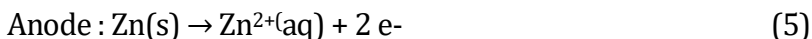
Sel-sel volta yang banyak dimanfaatkan pada zaman ini diantaranya ialah baterai dan aki. Beberapa baterai selaku sel volta primer sedangkan aki tergolong sel volta sekunder (Wanli, G. dkk. 2022).

9.3.1. Baterai Elemen Kering

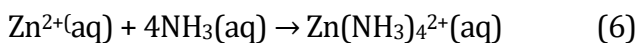
Dalam hal ini baterai elemen kering tergolong sel volta primer karena mempunyai energi terbatas, sebab jika energinya habis tidak bisa diisi kembali (Tao L. dkk. 2022). Baterai ini memanfaatkan

batang karbon sebagai katode dan pelat seng sebagai anoda. Pada sel tersebut berisi pasta selaku campuran batu kawi (MnO_2), amonium klorida (NH_4Cl), karbon (C), dan sedikit air (Nana Sutresna. 2007). Reaksi pada baterai elemen kering yakni :

Reaksi yang berlangsung pada baterai sel kering yaitu:



Unsur Zn^{2+} yang terbentuk mengikat NH_3 menghasilkan senyawa kompleks $\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ dengan reaksi sebagai berikut.



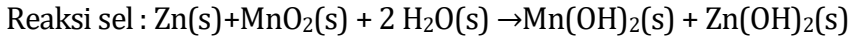
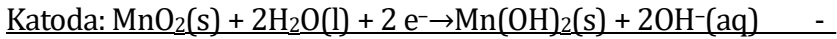
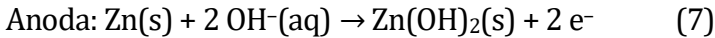
9.3.2. Baterai alkalin

Pada zaman ini baterai alkalin banyak dipakai masyarakat. Kenapa demikian?. Hal ini disebabkan karena baterai alkalin memiliki daya arus listrik yang lebih besar jika diperbandingkan dengan baterai biasa. Baterai ini memanfaatkan logam seng sebagai anode dan MnO_2 sebagai katode serta elektrolit yang digunakan ialah KOH (Raymon Chang. 2005). Di bawah ini gambar baterai alkalin:



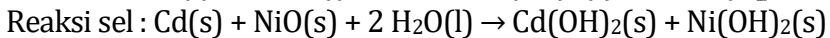
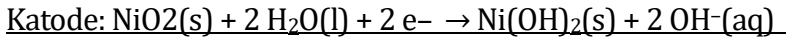
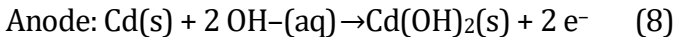
Gambar 9.4 Baterai Alkalin
(Sumber: Raymon C. 2005).

Reaksi yang terjadi pada baterai alkalin adalah sebagai berikut.



9.3.3. Baterai Nikel-Cadmium

Baterai nikel-cadmium ialah baterai kering yang bisa diisi kembali. Jika kita memperhatikan, reaksi yang ada pada baterai nikel cadmium serupa pada aki, hasil reaksi menandakan zat padat yang melekat pada kedua kutub baterai. Dalam hal ini arah aliran elektron berbalik arah. Zat yang ada pada baterai tersebut bisa dimodifikasi kembali seperti zat semula (Raymon Chang, 2005). Adapun reaksi selnya sebagai berikut:



Baterai nikel-cadmium gambarnya dapat dilihat pada Gambar 9.5



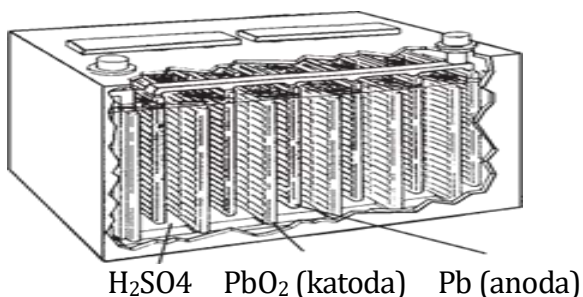
Gambar 9.5. Baterai Nikel-Cadmium
(Sumber: Raymon C. 2005)

9.3.4. Sel Aki

Bila kita membahas volta sekunder, maka tidak terlepas dari sel aki. Sel aki salah satu yang termasuk jenis sel volta sekunder. Sel tersebut didalamnya terdapat zat yang habis (Heny, E.H. 2019). Bila

kita ingin mengaktifkan zat tersebut caranya dengan dialiri arus listrik sehingga dapat berfungsi seperti sedia kala.

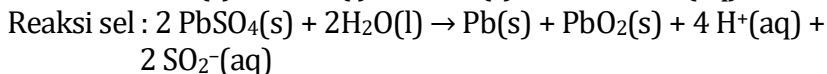
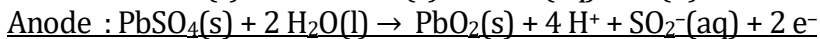
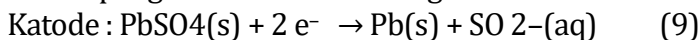
Seperti yang kita pahami sel aki terdiri atas Pb (timbal) selaku anode dan PbO₂ (timbal dioksida) selaku katoda. Anoda dan katode ialah zat padat yang dicelupkan di dalam larutan asam sulfat. Dalam hal ini, pada proses kerja aki tidak diperlukan jembatan garam karena pada akhirnya garam tersebut tidak larut dalam sulfat (David,W,O dkk. 2001). Gambar baterai aki dapat dilihat pada Gambar 9.6.



Gambar 9.6. Baterai Aki yang terdiri dari beberapa sel seri
(Sumber: David,W,O dkk. 2001)

Prinsip kerja pada baterai tersebut dimana anode dan katode diubah menjadi PbSO₄. Selanjutnya PbSO₄ yang ada akan menutup kedua kutub baterai tersebut. Bila hal tersebut sudah terjadi maka, aki dikatakan sudah habis setrumnya dan tidak ada lagi selisih beda potensial. Jika ingin membalikkan PbSO₄ menjadi Pb dan PbO₂, aki harus dialiri arus listrik (David,W,O dkk. 2001). Reaksi pengisian aki dilihat pada Persamaan 9.

Reaksi pengisian aki adalah sebagai berikut.

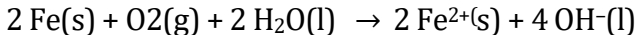
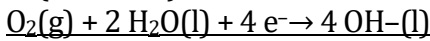


9.4. Karatan

Di zaman ini proses terjadinya karatan banyak ditemui karatan kita kenal pula dengan nama korosi ini. Peristiwa karatan adalah kejadian oksidasi logam di mana gas oksigen yang ada di luar terbentuk oksidanya (Hiskia Achmad. 2012). Peristiwa karatan banyak dijumpai pada benda-benda yang terbentuk dari besi termasuk logam lain (kecuali logam mulia) bisa juga karatan. Bila besi berkarat prosesnya bisa berlanjut terus hingga seluruh bagian dari besi hancur. Penyebab dari kejadian tersebut karena oksida besi yang dihasilkan pada awalnya menjadi otokatalis pada kejadian karatan selanjutnya (Heny, E,H. 2019).

Benda-benda yang dibuat dari besi gampang karatan karena pada dasarnya bukan terbentuk dari besi murni melainkan campuran bahan lain. Di bawah ini contoh reaksi perkaratan pada besi.

Reaksi yang terjadi pada karatan besi:



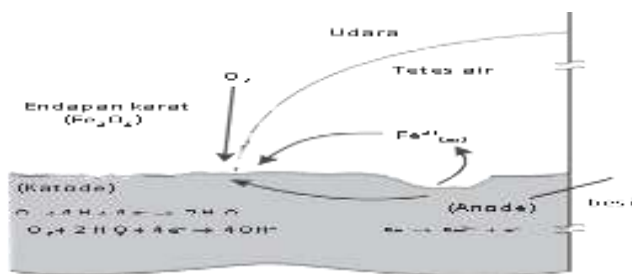
Dalam hal ini terlihat besi akan lebih mudah teroksidasi karena keberadaan molekul air yang bereaksi dengan oksigen di udara dan menjadi ion hidroksil. Ion Fe^{2+} yang ada bereaksi dengan air membentuk hidrat dan bisa pula berikatan dengan ion karbonat yang berasal dari CO_2 dan uap air yang ada di udara.

9.4.1. Proses Karatan

Di alam ini sering kita temui benda-benda yang bereaksi dengan oksigen dan lingkungan air atau logam lain dengan air dari kejadian tersebut menghasilkan sel elektrokimia. Dalam hal ini bilamana logam atau unsur bertindak sebagai anoda dan bersinggungan dengan air maka menghasilkan reaksi oksidasi, dari hasil reaksi ini menghasilkan benda karatan (Raymon Chang. 2005).

Sebagaimana yang kita pahami besi bila ditempatkan pada tempat terbuka akan berkarat. Bila besi dibalut dengan seng maka yang mengalami karatan adalah sengnya. Kejadian yang lain yang bisa

kita lihat adalah bila besi dibalut timah, maka yang berkarat adalah besinya (Raymon Chang. 2005). Di Bawah ini kejadian karatan dapat dilihat pada Gambar 9.7



Gambar 9.7 .Peristiwa karatan pada besi
(Sumber : Hiskia A. 2012)

9.4.2. Proteksi Terhadap Karatan

Ada banyak kejadian di bumi ini di mana benda-benda mengalami karatan. Dengan adanya kejadian tersebut para ilmuwan melakukan berbagai inovasi untuk mengatasi masalah karatan. Ada beberapa cara yang dianggap handal dalam mengatasi masalah tersebut. Dalam hal ini diuraikan dua (2) cara proteksi karatan, yaitu proteksi mekanis dan proteksi elektrokimia (David,W,O dkk. 2001).

9.4.3. Proteksi Mekanis

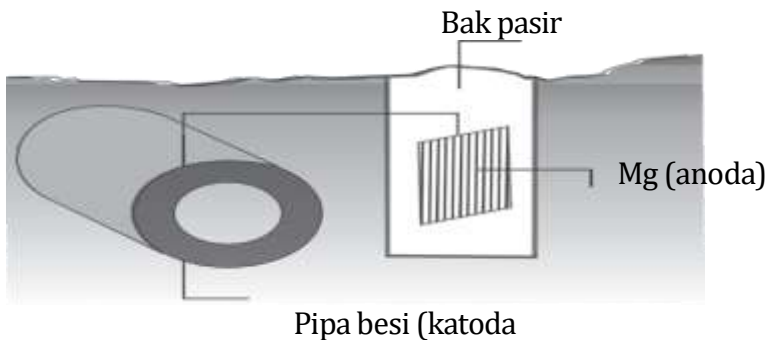
Proteksi mekanis adalah metode untuk melindungi agar permukaan logam tidak terkontaminasi langsung dengan udara. Metode yang bisa dilaksanakan dalam rentang waktu pendek, adalah membalut lemak pada permukaan logam. Sedangkan rentang yang agak lama, dengan pengecatan (Lukman Hakim. 2022). Ada pula perlindungan karatan yang bisa dilaksanakan selain pengecatan, yaitu cara penyepuhan.

9.4.4. Proteksi elektrokimia

Proteksi elektrokimia ialah suatu metode yang berfungsi mencegah munculnya karatan elektrolitik. Pada kejadian ini reaksi

elektrokimia yang mengoksidasi logam. Proteksi elektrokimia dikenal juga dengan nama proteksi anodasing (Raymon Chang. 2005).

Proteksi ini dilaksanakan dengan menyambungkan logam proteksi, yaitu logam yang tidak mulia (E° -nya lebih kecil). Logam proteksi ini disimpan di dalam tanah atau air yang berdekatan dengan logam yang diproteksi. Dalam hal ini diperoleh sel volta raksasa di mana logam proteksi sebagai anode. (Raymon Chang. 2005). Kita dapat melihat proteksi katodik pada pipa air pada Gambar 9.8



Gambar 9.8 .Proteksi Katodik pada Pipa air
(Sumber: Raymon, 2005)

DAFTAR PUSTAKA

- Alan L. dkk. 2022. Electrochemistry of fullerene/transition metal complexes: Journal Coordination Chemistry Reviews, 438.1-71. <https://par.nsf.gov/servlets/purl/10272482>.
- Andi Budirohmi, dkk.2023. Kimia Dasar II. Padang: PT Global Eksikatif Teknologi.
- Benjamin, C, dkk. 2023. Emerging reaction technologies in pharmaceutical development: Challenges and opportunities in electrochemistry, photochemistry, and biocatalysis, 192.622-637.
<https://www.sciencedirect.com/science/article/abs/pii/S0263876223001466>
- David,W,O dkk. 2001. Prinsip-Prinsip Kimia Modern. Jakarta:PT Erlangga.
- Florian, D. dkk. 2022. Controlling the Hydrophilicity of the Electrochemical Interface to Modulate the Oxygen-Atom Transfer in Electrocatalytic Epoxidation Reactions: Journal ACS.Publications.1-18.
<https://pubs.acs.org/doi/10.1021/jacs.2c10764?goto=supporting-info>
- Haotin C. dkk. 2022. Machine learning in fundamental electrochemistry: Journal Current Opinion in Electrochemistry.
<https://reader.elsevier.com/reader/sd/pii/S2451910323000078?token=B97D70693C1>
- Hiskia Achmad. 2012. *Kimia Analitik Kualitatif*. Jakarta:PT Citra Aditya Abadi.
- Henry, E,H. 2019. Kimia Dasar. Jakarta: CV Budi Utama.
- Lukman Hakim. 2022. *Materi Olimpiade Kimia*. Jakarta:PT Lukman Hakim.
- Nana sutresna. 2007. Cerdas Belajar Kimia. Jakarta: PT Grafindo Media Pratma.
- Raymon Chang. 2005. Kimia Dasar Konsep-Konsep Inti.Jakarta: PT Erlangga.

- Tao L. dkk. 2022. Understanding the energy storage mechanisms of poly(3,4-ethylenedioxythiophene)-coated silicon nanowires by electrochemical quartz crystal microbalance: Journal Sorbonne Universités, UPMC Univ. Paris.1-8. <https://www.sciencedirect.com/science/article/pii/S0167577X18320901>.
- Wanli, G. dkk. 2022. Tuning charge storage properties of supercapacitive electrodes evidenced by in situ gravimetric and viscoelastic exploratio: Journal Sorbonne Universités, UPMC Univ. Paris.1-34.<https://hal.sorbonne-universite.fr/hal-02063360/document>.

BIODATA PENULIS



Efbertias Sitorus, S.Si., M.Si.

Dosen Program Studi Agroteknologi
Fakultas Pertanian Universitas Methodist Indonesia

Penulis lahir di Medan, 22 Mei 1992, Sumatera Utara, Indonesia, merupakan anak dari Drs. Edward Sitorus, M.Si dan Juliana Tarigan, S.Pd. Menyelesaikan studi Sarjana Kimia dari Universitas Negeri Medan, Magister Kimia (bidang analitik) di Universitas Sumatera Utara. Menulis buku sejak tahun 2019. Kegiatan saat ini melaksanakan tri dharma perguruan tinggi dan aktif sebagai staff pengajar di Fakultas Pertanian Universitas Methodist Indonesia. Penulis dapat dihubungi melalui email: efbertias.sitorus35@gmail.com

BIODATA PENULIS



Nuramaniyah Taufiq, S.Si., M.Si.

Dosen Program Studi DIII Teknologi Laboratorium Medis
Fakultas Teknologi Kesehatan Universitas Megarezky

Penulis lahir di Menge tanggal 4 Maret 1989. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi DIII Teknologi Laboratorium Medis Fakultas Teknologi Kesehatan, Universitas Megarezky. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia di Universitas Islam Negeri Alauddin Makassar pada tahun 2011 dan melanjutkan pendidikan S2 pada Jurusan Kimia di Universitas Hasanuddin pada tahun 2015.

BIODATA PENULIS



Ayu Pramita,S.T.,M.M.,M.Eng

Dosen Program Studi D4 Teknik Pengendalian Pencemaran
Lingkungan
Politeknik Negeri Cilacap

Penulis lahir di Magelang tanggal 20 September. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi D4 Teknik Pengendalian Pencemaran Lingkungan, Politeknik Negeri Cilacap. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Teknik Kimia konsentrasi Teknik Kimia pada tahun 2004-2008 dan melanjutkan S2 pada Jurusan Magister Manajemen konsentrasi Manajemen Pemasaran pada tahun 2009-2011. Kedua jenjang pendidikan tersebut dihabiskan di Universitas Islam Indonesia. Setelah itu penulis melanjutkan studinya dengan jenjang yang sama Strata 2 (S2) di jurusan Magister Teknik Kimia konsentrasi Magister Teknik Pengendalian Pencemaran Lingkungan pada tahun 2013-2015 di Universitas Gadjah Mada Yogyakarta. Penelitian yang telah dilakukan berbasis pada bidang Material Rekayasa Udara, Material berbahan kimia hijau dan katalisis. Sebelumnya sudah menyelesaikan satu buku referensi yang berjudul “Biomonitoring Lingkungan” pada tahun 2018. Penulis sudah menghabiskan waktu mengajar di Program studi D4 TPPL Politeknik Negeri Cilacap selama 5 tahun hingga saat ini.

Selain itu, aktif sebagai anggota tim Penyusun AMDAL dan anggota profesi lainnya.

BIODATA PENULIS



Dr. Andis Sugrani, M.Si

Dosen Program Studi DIII Teknologi Laboratorium Medis
Fakultas Teknologi Kesehatan
Universitas Megarezky

Penulis lahir di Kacope (Bone) tanggal 26 Juni 1985. Penulis menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Pendidikan Kimia FMIPA Universitas Negeri Makassar (2007) kemudian S2 & S3 pada Jurusan Kimia FMIPA Universitas Hasanuddin Makassar pada tahun 2010 dan 2020. Saat ini penulis menjabat sebagai koordinator Unit Penelitian dan Pengabdian Masyarakat (UP2M) Prodi DIII TLM.

BIODATA PENULIS



Suhirman S.T., M. Eng

Dosen Program Studi Teknik Kimia
Sekolah Tinggi Teknologi Fatahillah-Cilegon

Penulis Lahir di Lebak-Banten tanggal 02 April 1993. Penulis adalah dosen Tetap dan Ketua Program Studi Teknik Kimia di Sekolah Tinggi Teknologi Fatahillah-Cilegon. Menyelesaikan Pendidikan Sarjana Teknik Kimia di Daerah Asal yaitu Universitas Sultan Ageng Tirtayasa pada tahun 2017. Melanjutkan Magister Teknik Kimia di Universitas Gadjah Mada pada 2018-2020. Penulis Pernah Bekerja dan *Part Time* di Perusahaan Pengolahan Air dan Limbah PT. Rofis Jaya Perkasa-Bogor dari 2017. Saat ini penulis selain menikmati mengajar juga menekuni bidang menulis buku dan jurnal serta Pengabdian Masyarakat.

Sambil menikmati dunia Pendidikan, penulis menghabiskan waktu dengan istri tercinta (Indah Miftahul Jannah Praptiwi) serta sedang mempersiapkan mimpinya yaitu lanjut kuliah S3 di Twente University Belanda (Aamiin).

BIODATA PENULIS



Isran Asnawi, S.Si., M.T.

Dosen Program Studi Teknik Kimia Mineral
Politeknik Industri Logam Morowali

Penulis lahir di Bulukumba, Sulawesi Selatan, tanggal 9 Januari 1991. Penulis merupakan dosen tetap di Program Studi Teknik Kimia Mineral, Politeknik Industri Logam Morowali. Penulis telah menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia Universitas Hasanuddin dan melanjutkan S2 pada Jurusan Teknik Kimia Universitas Muslim Indonesia. Pada tahun 2015-2017 penulis berkarir di bidang ilmu kimia sebagai analis laboratorium di salah satu perusahaan industri pangan di kota Makassar. Pada tahun 2016-2018 penulis melaksanakan studi magister dan meraih prestasi sebagai lulusan terbaik. Pada tahun 2018, penulis mulai berkarir di dunia per dosenan sebagai dosen tidak tetap di Politeknik ATI Makassar dan sekarang menjadi dosen tetap di Politeknik Industri Logam Morowali. Penulis menekuni beberapa rumpun bidang ilmu kimia, seperti kimia analisis, teknik kimia, kimia lingkungan, dan mikrobiologi. Penulis juga aktif sebagai ketua Satuan Penjamin Mutu Internal di perguruan tinggi saat ini.

BIODATA PENULIS



Dr. Linda Hevira, S.Si, M.Si

Penulis lahir di Dumai tanggal 2 Oktober 1974. Menyelesaikan pendidikan S1, S2 dan S3 pada Jurusan Kimia Universitas Andalas dan melanjutkan Post Doctoral di Pusat Riset BRIN Cibinong, Jawa Barat. Penulis merupakan Dosen Program Studi Farmasi di Fakultas Kesehatan Universitas Mohammad Natsir YARSI Bukittinggi.

BIODATA PENULIS



Ika Fitriani Juli Palupi, S.Si., M.Si
Dosen Program Studi Teknik Kimia Mineral
Politeknik Industri Logam Morowali

Penulis lahir di Surabaya tanggal 18 Juli. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Teknik Kimia Mineral, Politeknik Industri Logam Morowali. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia, Institut Teknologi Sepuluh Nopember dan melanjutkan S2 pada Jurusan Kimia, di Universitas Airlangga. Penulis pernah bekerja sebagai peneliti magang di Institut of Tropical Disease di Universitas Airlangga untuk mendalami tentang enzim. Sejak tahun 2017 penulis menjadi dosen tetap di Polteknik Industri Logam Morowali dan mulai belajar untuk menulis secara rutin, baik untuk bahan ajar kuliah, modul praktikum, maupun publikasi ilmiah.

BIODATA PENULIS



Dr. Andi Budirohmi, ST.,MT
Dosen Prodi S1 Keperawatan

Penulis lahirdi Sengkang, 6 February 1968. Penulis adalah dosen tetap pada Program S1 Keperawatan, STIKes Gema Insan Akademik Makassar. Menyelesaikan pendidikan S1 pada jurusan teknik kimia, melanjutkan S2 pada jurusan teknik kimia dan melanjutkan S3 pada jurusan ilmu kimia. Penulis menekuni bidang menulis. Jurnal dengan judul Isolation and haracterization of starch from the hump of kepok banana (Musa balbisiana. L) as a precursor of biodegradable polyurethane synthesis, 2019. IOP, [https://scholar.google.com/scholar?hl=en&as_sdt=0%2C5&q=andi budirohmi&oq=a](https://scholar.google.com/scholar?hl=en&as_sdt=0%2C5&q=andi+budirohmi&oq=a)

Characterization of Polyurethanes from MDI, PEG 400 and Kepok Banana Hump additives with TGA, DTG and LCMS spectrometers, 2019.IOP.

[https://scholar.google.com/scholar?hl=en&as_sdt=0%2C5&q=andi budirohmi&oq=a](https://scholar.google.com/scholar?hl=en&as_sdt=0%2C5&q=andi+budirohmi&oq=a)

Synthesis of Acid Polyols As a Feedstock to produce Flexible Polyurethanes and Their Effect on the Income Level of Furniture Craftsmen,2019.

[https://scholar.google.com/scholar?hl=en&as_sdt=0%2C5&q=andi budirohmi&oq=a](https://scholar.google.com/scholar?hl=en&as_sdt=0%2C5&q=andi+budirohmi&oq=a)

Characterization and TiO₂- Catalyzed Degradation of Polyurethane Biopolymer Through Medium Pro Compos, 2020.

Kimia Dasar 2, Keseimbangan larutan ion kompleks, 2022, Get Press.