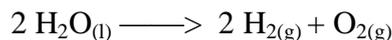


BAB II TINJAUAN PUSTAKA

2.1 Sel Elektrolisis

Elektrolisis merupakan proses kimia yang mengubah energi listrik menjadi energi kimia. Komponen yang terpenting dari proses elektrolisis ini adalah elektrode dan larutan elektrolit. Dalam sel volta/galvani, reaksi oksidasi reduksi berlangsung dengan spontan, dan energi kimia yang menyertai reaksi kimia diubah menjadi energi listrik. Sedangkan elektrolisis merupakan reaksi kebalikan dari sel volta/galvani yang potensial selnya negatif atau dengan kata lain, dalam keadaan normal tidak akan terjadi reaksi dan reaksi dapat terjadi bila diinduksi dengan energi listrik dari luar (<http://esdikimia.wordpress.com>, diakses 1 April 2014).

Sel elektrolisis adalah sel elektrokimia yang menimbulkan terjadinya reaksi redoks yang tidak spontan dengan adanya energi listrik dari luar. Sel elektrolisis memanfaatkan energi listrik untuk menjalankan reaksi non spontan ($\Delta G > 0$) lingkungan melakukan kerja terhadap sistem. Contohnya adalah elektrolisis lelehan NaCl dengan electrode platina. Contoh lainya baterai aki yang dapat diisi ulang merupakan salah satu contoh aplikasi sel elektrolisis dalam kehidupan sehari-hari. Baterai aki yang sedang diisi kembali (*recharge*) mengubah energi listrik yang diberikan menjadi produk berupa bahan kimia yang diinginkan. Air, H₂O, dapat diuraikan dengan menggunakan listrik dalam sel elektrolisis. Proses ini akan mengurai air menjadi unsur-unsur pembentuknya. Reaksi yang terjadi adalah sebagai berikut:



Rangkaian sel elektrolisis hampir menyerupai sel volta. Yang membedakan sel elektrolisis dari sel volta adalah, pada sel elektrolisis, komponen voltmeter diganti dengan sumber arus (umumnya baterai). Larutan atau lelehan yang ingin dielektrolisis, ditempatkan dalam suatu wadah. Selanjutnya, elektroda dicelupkan ke dalam larutan maupun lelehan elektrolit yang ingin dielektrolisis. Elektroda yang digunakan umumnya merupakan elektroda inert, seperti Grafit (C), Platina

(Pt), dan Emas (Au). Elektroda berperan sebagai tempat berlangsungnya reaksi. Reaksi reduksi berlangsung di katoda, sedangkan reaksi oksidasi berlangsung di anoda. Kutub negatif sumber arus mengarah pada katoda (sebab memerlukan elektron) dan kutub positif sumber arus tentunya mengarah pada anoda. Akibatnya, katoda bermuatan negatif dan menarik kation-kation yang akan tereduksi menjadi endapan logam. Sebaliknya, anoda bermuatan positif dan menarik anion-anion yang akan teroksidasi menjadi gas. Terlihat jelas bahwa tujuan elektrolisis adalah untuk mendapatkan endapan logam di katoda dan gas di anoda.

Faktor yang mempengaruhi elektrolisis antara lain adalah:

- Penggunaan katalisator

Misalnya H_2SO_4 dan KOH berfungsi mempermudah proses penguraian air menjadi hidrogen dan oksigen karena ion-ion katalisator mampu mempengaruhi kestabilan molekul air menjadi menjadi ion H dan OH yang lebih mudah di elektrolisis karena terjadi penurunan energi pengaktifan. Zat tersebut tidak mengalami perubahan yang kekal (tidak dikonsumsi dalam proses elektrolisis). Penggunaan asam sulfat sebagai katalis dalam proses elektrolisis menjadi pilihan utama dibandingkan KOH . Karena asam sulfat melepaskan H^+ yang memudahkan membentuk gas hidrogen. Sedangkan KOH melepaskan OH^- yang menghambat pembentukan gas hidrogen.

- Luas permukaan tercelup

Semakin banyak luas yang semakin banyak menyentuh elektrolit maka semakin mempermudah suatu elektrolit untuk mentransfer elektronnya. Sehingga terjadi hubungan sebanding jika luasan yang tercelup sedikit maka semakin mempersulit elektrolit untuk melepaskan electron dikarenakan sedikitnya luas penampang penghantar yang menyentuh elektrolit. Sehingga transfer electron bekerja lambat dalam mengelektrolisis elektrolit

- Sifat logam bahan elektroda

Penggunaan medan listrik pada logam dapat menyebabkan seluruh electron bebas bergerak dalam metal, sejajar, dan berlawanan arah dengan arah medan listrik.

Ukuran dari kemampuan suatu bahan untuk menghantarkan arus listrik. Jika suatu beda potensial listrik ditempatkan pada ujung-ujung sebuah konduktor, muatan-muatan Bergeraknya akan berpindah, menghasilkan arus listrik. Konduktivitas listrik didefinisikan sebagai ratio rapat arus terhadap kuat medan listrik. Konduktivitas listrik dapat dilihat pada deret volta seperti, 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. Semakin ke kanan maka semakin besar massa jenisnya.

- **Konsentrasi Perekasi**

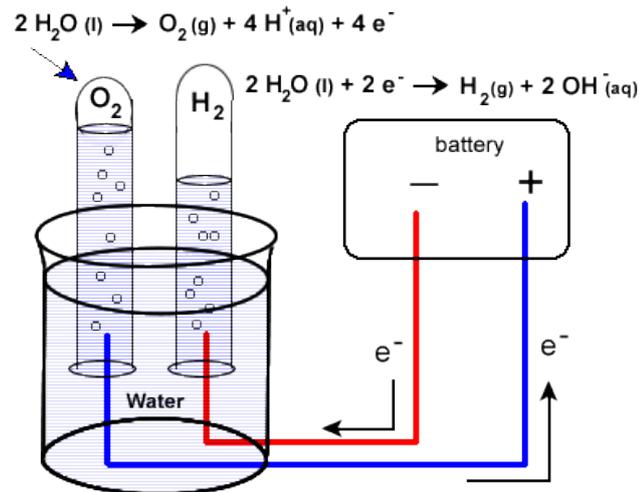
Semakin besar konsentrasi suatu larutan pereaksi maka akan semakin besar pula laju reaksinya. Ini dikarenakan dengan prosentase katalis yang semakin tinggi dapat mereduksi hambatan pada elektrolit. Sehingga transfer electron dapat lebih cepat meng-elektrolisis elektrolit dan didapat ditarik garis lurus bahwa terjadi hubungan sebanding terhadap prosentase katalis dengan transfer electron.

2.2 Elektrolisis Air

Elektrolisis air adalah peristiwa penguraian senyawa air (H_2O) menjadi oksigen (O_2) dan hidrogen gas (H_2) dengan menggunakan arus listrik yang melalui air tersebut. Pada katode, dua molekul air bereaksi dengan menangkap dua elektron, tereduksi menjadi gas H_2 dan ion hidroksida (OH^-). Sementara itu pada anode, dua molekul air lain terurai menjadi gas oksigen (O_2), melepaskan 4 ion H^+ serta mengalirkan elektron ke katode. Ion H^+ dan OH^- mengalami netralisasi sehingga terbentuk kembali beberapa molekul air (http://id.wikipedia.org/wiki/Elektrolisis_air, diakses 1 April 2014).

Faktor yang mempengaruhi elektrolisis air :

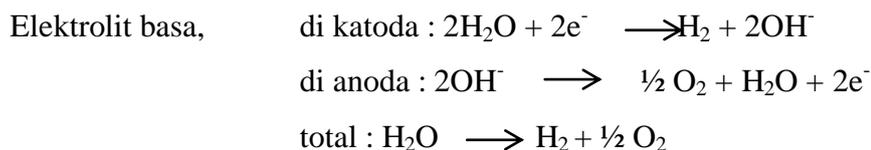
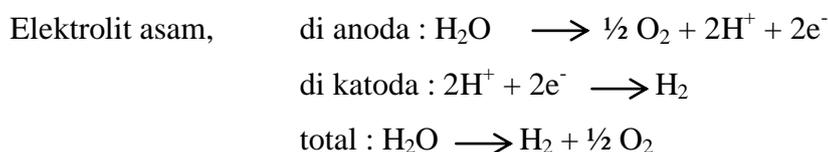
- a. Kualitas Elektrolit
- b. Suhu
- c. Tekanan
- d. Resistansi Elektrolit
- e. Material dari elektroda
- f. Material pemisah



Gambar 1. Elektrolisis Air

Sumber: <http://id.wikipedia.org/wiki/Berkas:Electrolysis.svg>,2014

Beda potensial yang dihasilkan oleh arus listrik antara anoda dan katoda akan mengionisasi molekul air menjadi ion positif dan ion negatif. Pada katoda terdapat ion positif yang menyerap elektron dan menghasilkan molekul ion H_2 , dan ion negatif akan bergerak menuju anoda untuk melepaskan elektron dan menghasilkan molekul ion O_2 . Reaksi total elektrolisis air adalah penguraian air menjadi hidrogen dan oksigen. Bergantung pada jenis elektrolit yang digunakan, reaksi setengah sel untuk elektrolit asam atau basa dituliskan dalam dua cara yang berbeda.



Gas hidrogen dan oksigen yang dihasilkan dari reaksi ini membentuk gelembung pada elektroda dan dapat dikumpulkan. Prinsip ini kemudian dimanfaatkan untuk menghasilkan hidrogen yang dapat digunakan sebagai bahan bakar kendaraan *hydrogen*. Dengan menyediakan *energy* dari baterai, Air (H_2O) dapat dipisahkan ke dalam molekul diatomik hidrogen (H_2) dan oksigen (O_2).

Gas yang dihasilkan dari proses elektrolisis air disebut gas HHO atau *oxyhydrogen* atau disebut juga *Brown's Gas*. Brown (1974), dalam penelitiannya melakukan elektrolisa air murni sehingga menghasilkan gas HHO yang dinamakan dan dipatenkan dengan nama *Brown's Gas*. Untuk memproduksi *Brown's Gas* digunakan elektroliser untuk memecah molekul-molekul air menjadi gas.

2.3 Air

Air adalah senyawa yang penting bagi semua bentuk kehidupan yang diketahui sampai saat ini di Bumi, tetapi tidak di planet lain. Air menutupi hampir 71% permukaan Bumi. Terdapat 1,4 triliun kilometer kubik (330 juta mil³) tersedia di Bumi. Air adalah substansi kimia dengan rumus kimia H₂O, satu molekul air tersusun atas dua atom hidrogen yang terikat secara kovalen pada satu atom oksigen. Air bersifat tidak berwarna, tidak berasa dan tidak berbau pada kondisi standar, yaitu pada tekanan 100 kPa (1 bar) and temperatur 273,15 K (0°C). Zat kimia ini merupakan suatu pelarut yang penting, yang memiliki kemampuan untuk melarutkan banyak zat kimia lainnya, seperti garam-garam, gula, asam, beberapa jenis gas dan banyak macam molekul organik.

Alasan mengapa hidrogen berikatan dengan oksigen membentuk fase berkeadaan cair, adalah karena oksigen lebih bersifat elektronegatif ketimbang elemen-elemen lain tersebut (kecuali fluor). Tarikan atom oksigen pada elektron-elektron ikatan jauh lebih kuat dari pada yang dilakukan oleh atom hidrogen, meninggalkan jumlah muatan positif pada kedua atom hidrogen, dan jumlah muatan negatif pada atom oksigen. Adanya muatan pada tiap-tiap atom tersebut membuat molekul air memiliki sejumlah momen dipol. Gaya tarik-menarik listrik antar molekul-molekul air akibat adanya dipol ini membuat masing-masing molekul saling berdekatan, membuatnya sulit untuk dipisahkan dan yang pada akhirnya menaikkan titik didih air. Gaya tarik-menarik ini disebut sebagai ikatan hidrogen.

Air sering disebut sebagai pelarut universal karena air melarutkan banyak zat kimia. Air berada dalam kesetimbangan dinamis antara fase cair dan padat di

bawah tekanan dan temperatur standar. Dalam bentuk ion, air dapat dideskripsikan sebagai sebuah ion hidrogen (H^+) yang berasosiasi (berikatan) dengan sebuah ion hidroksida (OH).

Tabel 1. Ketetapan Fisik Air

Parameter	0°C	20°C	50°C	100°C
Massa jenis (g/cm ³)	0.99987	0.99823	0.9981	0.9584
Panas jenis (kal/g°C)	1.0074	0.9988	0.9985	1.0069
Kalor uap (kal/g)	597.3	586	569	539
Konduktivitas termal (kal/cm ⁻¹ s ⁻¹ °C)	1.39×10^{-3}	1.40×10^{-3}	1.52×10^{-3}	1.63×10^{-3}
Tegangan permukaan (dyne/cm)	75.64	72.75	67.91	58.8
Laju viskositas (g/cm•s)	178.34×10^{-4}	100.9×10^{-4}	54.9×10^{-4}	28.4×10^{-4}
Tetapan dielektrik	87.825	80.8	69.725	55.355

Sumber : <http://www.pdii.lipi.go.id>, 2013

2.4 Elektrolit

Elektrolit adalah suatu zat terlarut atau terurai ke dalam bentuk ion-ion dan selanjutnya larutan menjadi konduktor elektrik. Elektrolit bisa berupa air, asam, basa atau berupa senyawa kimia lainnya. Elektrolit umumnya berbentuk asam, basa atau garam. Beberapa gas tertentu dapat berfungsi sebagai elektrolit pada kondisi tertentu misalnya pada suhu tinggi atau tekanan rendah. Umumnya, air adalah pelarut (solven) yang baik untuk senyawa ion dan mempunyai sifat menghantarkan arus listrik. Contohnya apabila elektroda dicelupkan ke dalam air murni, bola lampu tidak akan menyala karena air tersebut merupakan konduktor listrik yang sangat jelek. Apabila suatu senyawa ion yang larut seperti NaCl ditambahkan pada air, maka solutnya akan larut sehingga bola lampu mulai menyala dengan terang (<http://id.wikipedia.org/wiki/Elektrolit>, diakses 2 april 2014).

Bila larutan elektrolit dialiri arus listrik, ion-ion dalam larutan akan bergerak menuju elektroda dengan muatan yang berlawanan, melalui cara ini arus listrik akan mengalir dan ion bertindak sebagai penghantar, sehingga dapat menghantarkan arus listrik. Senyawa seperti NaCl yang membuat larutan menjadi konduktor listrik (Brady, 1999). Proses oksidasi dan reduksi sebagai reaksi

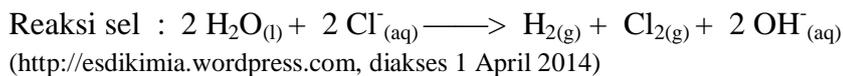
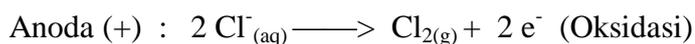
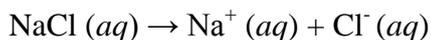
pelepasan dan penangkapan oleh suatu zat. Oksidasi adalah proses pelepasan elektron dari suatu zat sedangkan reduksi adalah proses penangkapan electron oleh suatu zat.

2.4.1 Jenis Elektrolit

a. Elektrolit Kuat

Beberapa elektrolit seperti kalium klorida, natrium hidroksida, natrium nitrat terionisasi sempurna menjadi ion-ionnya dalam larutan. Elektrolit yang terionisasi sempurna disebut dengan elektrolit kuat. Dengan kata lain, elektrolit kuat terionisasi 100%.

Reaksi disosiasi elektrolit kuat ditulis dengan tanda anak panah tunggal ke kanan. Secara umum asam kuat seperti asam sulfat, asam nitrat, asam klorida, dan basa kuat seperti kalium hidroksida dan garam adalah elektrolit kuat. Sebagai contoh:

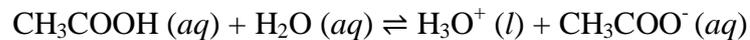


Ketika natrium klorida dilarutkan dalam air, gaya interaksi elektrostatis antara ion-ion memfasilitasi pergerakan ion. Ion bebas ini terstabilkan oleh proses solvasi air. Dalam proses pelarutan, ion natrium dan ion klorida dikelilingi oleh molekul air karena interaksi dipol-ion. Pelarutan dengan molekul air disebut dengan proses reaksi hidrasi. Larutan-larutan ini terionisasi sempurna dalam air ($\alpha = 1$), sehingga semua molekul terdisosiasi dan tidak ada molekul tersisa dalam larutan.

b. Elektrolit Lemah

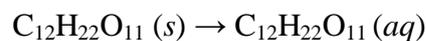
Elektrolit lemah adalah senyawa yang terdisosiasi sebagian dalam air. Pada larutan elektrolit lemah, ion-ion akan membentuk kesetimbangan dengan molekul yang tak terdisosiasi. Karena hanya sebagian yang terdisosiasi, maka

jumlah ion pada volume tertentu larutan akan sama pada perubahan konsentrasi yang besar. Persamaan kimia ionisasi elektrolit lemah digunakan tanda panah ganda (\rightleftharpoons). Sebagai contoh, reaksi disosiasi asam asetat ditulis:



c. Non-elektrolit

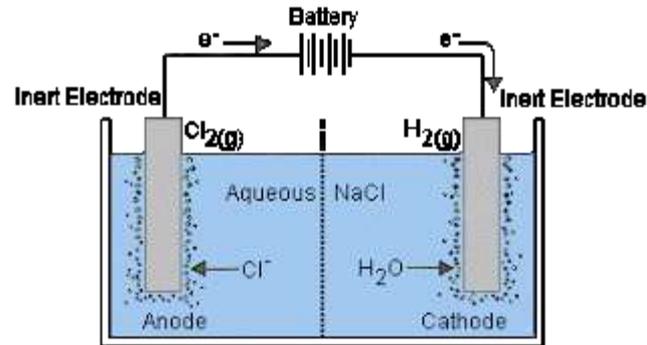
Non-elektrolit adalah larutan yang tidak dapat menghantarkan listrik karena tidak adanya ion. Biasanya senyawa non elektrolit adalah senyawa kovalen polar dan non polar yang mana terlarut dalam air sebagai molekul, bukan ion. Senyawa kovalen mempunyai ikatan kovalen antara atom yang berikatan, dengan demikian tidak dapat terionisasi pada larutan dan hanya membentuk molekul. Sebagai contoh, gula dan alkohol dapat larut dalam air, tetapi hanya sebagai molekulnya saja.



Pada umumnya proses elektrolisis yang dilakukan untuk menghasilkan gas oksigen dan gas hidrogen menggunakan larutan alkali. Larutan alkali yang umum digunakan adalah larutan NaOH dan KOH. Larutan tersebut merupakan elektrolit kuat yang dapat menghantarkan arus listrik dengan baik. Secara teoritis, pemberian potensial energi lebih dari 5V akan menghasilkan gas oksigen, gas hidrogen dan logam kalium.

2.4.2 Natrium Clorida (NaCl)

Natrium klorida, juga dikenal dengan garam dapur, atau halit, adalah senyawa kimia dengan rumus molekul NaCl. Berikut ini adalah reaksi elektrolisis larutan garam NaCl. Pada katoda, terjadi reaksi reduksi dan kation yang ada adalah persaingan antara air dengan ion Na^+ .

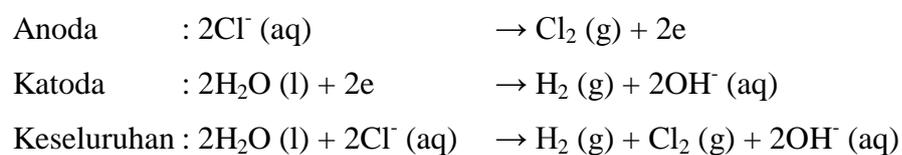


Gambar 1. Proses Elektrolisis Air dan NaCl
(<http://id.wikipedia.org/wiki/Elektrolit>, diakses 2 april 2014)

Reaksi yang mungkin terjadi :

1. $\text{Na}^+ + 1e \rightarrow \text{Na}$ $E^{\circ}_{\text{red}} = -2,71$
volt
2. $2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ $E^{\circ}_{\text{red}} =$
-0,828 volt

Semakin positif E°_{red} , maka semakin besar kecenderungan zat untuk tereduksi, air yang akan tereduksi. Jadi, reaksi yang terjadi pada elektrolisis larutan natrium klorida dengan elektroda stainless steel adalah,



Pada anoda:

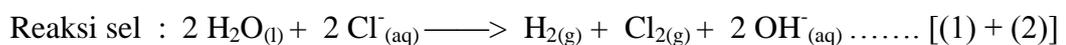
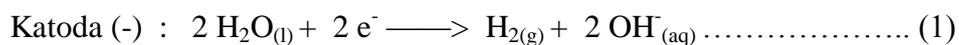
- Termasuk anoda inert sehingga tidak bereaksi
- Anion yang ada Cl^- dan ada air

1. $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e$ $E^{\circ}_{\text{oks}} = -1,35$ volt
2. $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2 + 4e$ $E^{\circ}_{\text{oks}} = -1,23$ volt

Zat yang mudah mengalami oksidasi adalah yang memiliki E°_{oks} lebih kecil, berdasarkan data yang akan tereduksi adalah air, tapi fakta percobaan

menunjukkan bahwa yang terbentuk di anoda adalah gas Cl_2 . Karena voltase yang dibutuhkan untuk suatu reaksi jauh lebih tinggi dibandingkan yang ditunjukkan oleh potensial elektrodanya (*overvoltage*) selisih antara potensial elektroda dan voltase sebenarnya yang diperlukan untuk terjadinya elektrolisis. *Overvoltage* pembentuka O_2 cukup tinggi sehingga pada kondisi kerja normal yang terbentuk di anoda adalah gas Cl_2 .

Dengan demikian, reaksi yang terjadi pada elektrolisis larutan garam NaCl adalah sebagai berikut :



Reaksi elektrolisis larutan garam NaCl menghasilkan gelembung gas H_2 dan ion OH^- di katoda serta gelembung gas Cl_2 di anoda (<http://esdikimia.wordpress.com>, diakses 1 April 2014).

2.5 Elektroda

Elektroda adalah konduktor yang digunakan untuk bersentuhan dengan bagian atau media non-logam dari sebuah sirkuit (misal semikonduktor, elektrolit atau vakum). Ungkapan kata ini diciptakan oleh ilmuwan Michael Faraday dari bahasa Yunani elektron (berarti amber, dan hodos sebuah cara) (<http://id.wikipedia.org/wiki/Elektrode>, diakses 1 April 2014).

Elektroda adalah suatu sistem dua fase yang terdiri dari sebuah penghantar elektrolit (misalnya logam) dan sebuah penghantar ionik (larutan) (Rivai,1995). Elektroda positif (+) disebut anoda sedangkan elektroda negatif (-) adalah katoda (Svehla,1985). Reaksi kimia yang terjadi pada elektroda selama terjadinya konduksi listrik disebut elektrolisis dan alat yang digunakan untuk reaksi ini disebut sel elektrolisis. Sel elektrolisis memerlukan energi untuk memompa elektron. (Brady, 1999).

Tabel 2. Nilai Potensial Reduksi Standar Beberapa Elektroda

Kopel (oks/red)	Reaksi katoda (reduksi)	E°, Potensial reduksi, volt (elektroda hidrogen standar = 0)
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e ⁻ ⇌ Na	-2,71
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Mg	-2,37
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Al	-1,66
H ₂ O/H ₂	2H ₂ O + 2e ⁻ → H ₂ + 2OH ⁻	-0,828
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Zn	-0,76
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Fe	-0,44
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Sn	-0,14
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Pb	-0,13
D ⁺ /D ₂	2D ⁺ + 2e ⁻ ⇌ D ₂	-0,003
H ⁺ /H ₂	2H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ H ₂	0,000
Sn ⁴⁺ /Sn ²⁺	Sn ⁴⁺ + 2e ⁻ ⇌ Sn ²⁺	+0,15
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Cu	+0,34
I ₂ /I ⁻	I ₂ + 2e ⁻ ⇌ 2I ⁻	+0,54
O ₂ /H ₂ O ₂	O ₂ + 2H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ H ₂ O ₂	+0,68
Fe ³⁺ /Fe ²⁺	Fe ³⁺ + e ⁻ ⇌ Fe ²⁺	+0,77
Hg ₂ ²⁺ /Hg	Hg ₂ ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ 2Hg	+0,79
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e ⁻ ⇌ Ag	+0,80
NO ₃ ⁻ /N ₂ O ₄	2NO ₃ ⁻ + 4H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ N ₂ O ₄ + 2H ₂ O	+0,80
NO ₃ ⁻ /NO	NO ₃ ⁻ + 4H ⁺ + 3e ⁻ ⇌ NO + 2H ₂ O	+0,96
Br ₂ /Br	Br ₂ + 2e ⁻ ⇌ 2Br	+1,07
O ₂ /H ₂ O	O ₂ + 4H ⁺ + 4e ⁻ ⇌ 2H ₂ O	+1,23
Cl ₂ /Cl ⁻	Cl ₂ + 2e ⁻ ⇌ 2Cl ⁻	+1,36
PbO ₂ /Pb ²⁺	PbO ₂ + 4H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ Pb ²⁺ + H ₂ O	+1,46
Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Au	+1,50
MnO ₄ ⁻ /Mn ²⁺	MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺ + 5e ⁻ ⇌ Mn ²⁺ + 4H ₂ O	+1,51
HClO/CO ₂	2HClO + 2H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ Cl ₂ + 2H ₂ O	+1,63

(sumber:<http://perpustakaanancyber.blogspot.com/2013/07/tabel-harga-potensial-elektroda-standar.html>)

2.5.1 Jenis Elektroda

- Elektroda order pertama

Pada elektroda ini ion analit berpartisipasi langsung dengan logamnya dalam suatu reaksi paruh yang dapat dibalik. Beberapa logam seperti Ag, Hg, Cu, dan Pb dapat bertindak sebagai elektroda indikator bila bersentuhan dengan ion mereka.



Pada reaksi sebelumnya, potensial sel berubah-ubah menurut besarnya aktivitas ion perak (Ag^+) sesuai dengan persamaan.

- Elektroda order kedua

Ion-ion dalam larutan tidak bertukar elektron dengan elektroda logam secara langsung, melainkan konsentrasi ion logam yang bertukar elektron dengan permukaan logam. Elektroda ini bekerja sebagai elektroda referensi tetapi memberikan respon ketika suatu elektroda indikator berubah nilai a_x -nya (misalkan KCL jenuh berarti $x = \text{Cl}$).

- Elektroda Order Ketiga

Elektroda jenis ini dipergunakan sebagai elektroda indikator dalam titrasi titrasi EDTA potensiometrik dari 29 ion logam. Elektrodanya sendiri berupa suatu tetesesan atau genangan kecil raksa dalam suatu cangkir pada ujung tabung-J dengan suatu kawat sirkuit luar.

- Elektroda Inert

Elektroda Inert merupakan elektroda yang tidak masuk ke dalam reaksi. Contohnya adalah platina (Pt), emas (Aurum/Au), dan karbon (C). Elektroda ini bekerja baik sebagai elektroda indikator. Fungsi logam Pt adalah membangkitkan kecenderungan system tersebut dalam mengambil atau melepaskan elektron, sedangkan logam itu tidak ikut secara nyata dalam reaksi redoks.

2.5.2 Baja Tahan Karat

Baja tahan karat atau lebih dikenal dengan *Stainless Steel* adalah senyawa besi yang mengandung setidaknya 10,5% Kromium untuk mencegah proses korosi (pengkaratan logam). Lima golongan utama *Stainless Steel* adalah Austenitic, Ferritic, Martensitic, Duplex dan Precipitation Hardening *Stainless Steel*. Kategori *Stainless Steel* tidak halnya seperti baja lain yang didasarkan pada persentase karbon tetapi didasarkan pada struktur metalurginya. Austenitic *Stainless Steel* merupakan plat standar yang sering digunakan. Austenitic *Stainless Steel* mengandung sedikitnya 16% Chrom dan 6% Nickel (grade standar untuk 304), sampai ke grade Super Austenitic *Stainless Steel* seperti 904L (dengan kadar Chrom dan Nickel lebih tinggi serta unsur tambahan Mo sampai 6%). Molybdenum (Mo), Titanium (Ti) atau Copper (Co) berfungsi untuk meningkatkan ketahanan terhadap temperatur serta korosi. Austenitic cocok juga untuk aplikasi temperature rendah disebabkan unsur Nickel membuat *Stainless Steel* tidak menjadi rapuh pada temperatur rendah.

2.6 Gas Hidrogen

Hidrogen adalah unsur kimia pada tabel periodik yang memiliki simbol H dan nomor atom 1. Hidrogen dalam bahasa latin yaitu hydrogenium dan dari bahasa Yunani hidrogen berasal dari kata hydro yang berarti air dan genes yang berarti membentuk air. Pada suhu dan tekanan standar, hidrogen tidak berwarna, tidak berbau, bersifat non-logam, bervalensi tunggal, dan merupakan gas diatomik yang sangat mudah terbakar.

Hidrogen adalah unsur paling melimpah dengan persentase kira-kira 75% dari total massa unsur alam semesta. Senyawa hidrogen relatif langka dan jarang dijumpai secara alami di bumi, dan biasanya dihasilkan secara industri dari berbagai senyawa hidrokarbon seperti metana. Unsur ini ditemukan dalam kelimpahan yang besar di bintang-bintang dan planet-planet gas raksasa. Diseluruh alam semesta ini, hidrogen kebanyakan ditemukan dalam keadaan atomik dan plasma yang sifatnya berbeda dengan molekul hidrogen. Sebagai plasma, elektron hidrogen dan proton terikat bersama, dan menghasilkan

konduktivitas elektrik yang sangat tinggi dan daya pancar yang tinggi (menghasilkan cahaya dari matahari dan bintang lain).

Hidrogen juga adalah unsur paling melimpah dengan persentase kira-kira 75% dari total massa unsur alam semesta. Kebanyakan bintang dibentuk oleh hidrogen dalam keadaan plasma. Senyawa hidrogen relatif langka dan jarang dijumpai secara alami di bumi, dan biasanya dihasilkan secara industri dari berbagai senyawa hidrokarbon seperti metana. Hidrogen juga dapat dihasilkan dari air melalui proses elektrolisis.

Hidrogen merupakan unsur yang sangat aktif secara kimia, sehingga jarang sekali ditemukan dalam bentuk bebas. Di alam, hidrogen terdapat dalam bentuk senyawa dengan unsur lain, seperti dengan oksigen dalam air atau dengan karbon dalam metana. Sehingga untuk dapat memanfaatkannya, hidrogen harus dipisahkan terlebih dahulu dari senyawanya agar dapat digunakan sebagai bahan bakar.

Gas hidrogen sangat mudah terbakar dan akan terbakar pada konsentrasiserendah 4% H₂ di udara bebas. Entalpi pembakaran hidrogen adalah -286 kJ/mol. Hidrogen terbakar menurut persamaan kimia:



(sumber : Neni Muliawati, 2008. Hidrogen Sebagai Bahan Bakar : Sumber Energi Masa Depan)

Ketika dicampur dengan oksigen dalam berbagai perbandingan, hidrogen meledak seketika disulut dengan api dan akan meledak sendiri pada temperatur 560 °C. Lidah api hasil pembakaran hidrogen-oksigen murni memancarkan gelombang ultraviolet dan hampir tidak terlihat dengan mata telanjang. Oleh karena itu, sangatlah sulit mendeteksi terjadinya kebocoran hidrogen secara visual

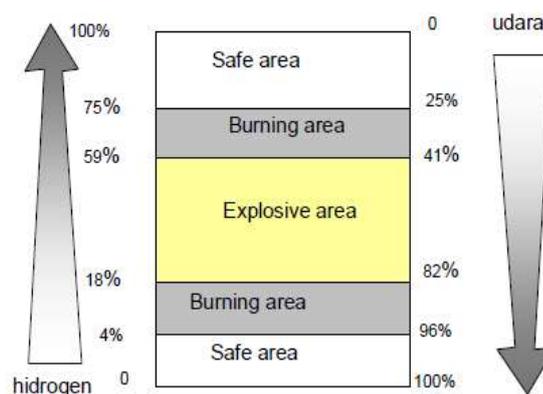
- **Karakteristik Gas Hidrogen**

Hidrogen adalah gas ringan (lebih ringan dari udara), tidak berwarna dan tidak berbau. Jika terbakar tidak menunjukkan adanya nyala dan akan menghasilkan panas yang sangat tinggi. Gambar 2 adalah karakteristik gas hidrogen dalam kontek adanya tambahan *energy* dari luar terhadap campuran udara (prosentase volume).

Tabel 3. Sifat Fisik Gas Hidrogen

Parameter	Keterangan
Titik lebur	-259,14 ⁰ C
Titik didih	-252,87 ⁰ C
Warna	tidak berwarna
Bau	tidak berbau
Densitas	0,08988 g/cm ³ pada 293 K
Kapasitas panas	14,304 J/g ⁰ K

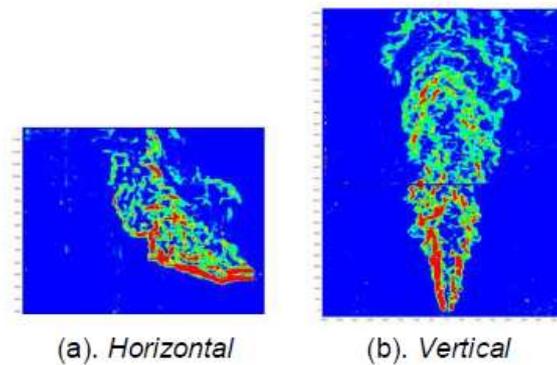
Sumber; <http://id.wikipedia.org/wiki/Hidrogen,2013>

**Gambar 3. Karakteristik campuran (volume) gas hidrogen dan udara**

Sumber; Pusat Rekayasa Perangkat Nuklir – BATAN, 2012

Komposisi campuran (volume) tersebut dapat terbentuk jika terjadi pelepasan hidrogen bebas ke udara, seperti ditunjukkan pada Gambar 3, yaitu simulasi hidrogen cair pada suatu wadah dengan tutup wadah dibuka, sehingga gas hidrogen menguap ke udara dengan komposisi prosentase volume yang berubah secara *gradual* sebagai fungsi jarak dan waktu.

Dari simulasi tersebut, jika gas hidrogen yang lepas ke udara hendak dibakar, maka penyulutan api harus dilakukan tepat waktu. Penyulutan tidak tepat waktu dapat tidak membakar gas hidrogen (karena prosentase <4% atau >75%, sisanya udara) atau menyebabkan ledakan (karena prosentase >18% dan <59%, sisanya udara).



Gambar 4. Visualisasi pelepasan gas hidrogen ke udara menggunakan teknik foto BOS

Sumber; Pusat Rekayasa Perangkat Nuklir – BATAN, 2012

Posisi penyulutan juga menentukan, karena pola distribusi komposisi gas hidrogen dipengaruhi oleh kecenderungan gas untuk naik keatas (karena lebih ringan dari udara). Gambar 3 memperlihatkan pola distribusi komposisi (kwalitatif) pelepasan gas hidrogen ke udara menggunakan teknik visualisasi (foto) *Background Oriented Schlieren* (BOS). Teknik ini digunakan karena hidrogen tidak berwarna sehingga tidak bisa dilihat.

Pelepasan secara horizontal maupun vertical menunjukkan pola distribusi mengarah ke atas. Ada lima pemicu timbulnya ledakan gas hidrogen jika komposisinya terletak pada *explosive area* di Gambar 2, yaitu (1) Efek inverse dari Joule-Thomson, (2) api atau letikan api, (3) difusi gas, (4) kompresi adiabatik yang tiba-tiba, dan (5) permukaan yang panas. Energy dari luar (pemicu) sebesar 20 KJ dari letikan api telah mampu membakar atau meledakkan gas tersebut. Gas hidrogen juga dapat terbakar atau meledak dengan sendirinya pada *autoignition temperature* nya, yaitu minimum 585 °C, jika komposisi campurannya terpenuhi.

2.7 Perhitungan Penentuan Jumlah Gas H₂ yang Dihasilkan

a. Perhitungan Secara Teoritis

Perhitungan jumlah gas hasil Elektrolisis secara teoritis dengan menggunakan persamaan yang menggunakan konstanta Orifice, dimana pengukuran laju alir gas yang dihasilkan dari Bubbler menggunakan piringan orifice sebagai pembacaan beda tekanan (ΔP) aliran gas hasil elektrolisis.

Persamaan yang digunakan:

$$Q = Cd \sqrt{\frac{2\Delta P}{\rho}} \frac{A_2}{\sqrt{1 - \left(\frac{A_2}{A_1}\right)^2}}$$

(Sumber: http://www.efunda.com/formulae/fluids/calc_orifice_flowmeter.cfm#calc)

Dimana:

- Q = Laju Alir Hasil Elektrolisis (liter/detik)
 Cd = Konstanta Orifice
 ΔP = Beda Tekanan (Pa)
 A₂ = Luas tube Aliran (cm²)
 A₁ = Luas Plat Orifice (cm²)
 ρ = Densitas Campuran Gas hasil Elektrolisis (gr/liter)

b. Perhitungan Secara Praktek

Perhitungan jumlah gas H₂ yang di dapat dengan menggunakan hukum gas ideal

$$PV = nRT$$

sehingga

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Dimana:

- P = Tekanan Tabung Penampung Gas (atm)
 V = Volume Gas Penampung (liter)
 n = Mol gas H₂
 R = Konstanta Gas 0,082 L·atm·K⁻¹·mol⁻¹
 T = Suhu (K)

(sumber ; Panduan Pelaksanaan Laboratorium Instruksional ITB, 2013)

2.8 Menghitung Energi yang digunakan pada Proses Elektrolisis

Pada proses elektrolisis air, jumlah energi yang digunakan dan persentase energi yang hilang dapat dihitung dengan menggunakan persamaan di bawah ini:

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Red]}{[Oks]}$$

$$\ln \frac{[Red]}{[Oks]} = \ln K$$

Sehingga:

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

$$\ln K = \frac{nFE^0}{RT}$$

(http://en.wikipedia.org/wiki/Nernst_equation,2014)

Dimana:

E	= Potensial Sel
E^0	= Potensial Reduksi
R	= Konstanta Gas 0,082 L·atm·K ⁻¹ ·mol ⁻¹
T	= Suhu (K)
F	= Konstanta Faraday (96500)
n	= Jumlah Mol gas yang dihasilkan
K	= Kesetimbangan

Energi yang Disuplai

- Secara Teori

$$E = V \cdot I \cdot T$$

(Sumber : Rusmianto. 2009. Prototype Kompor Hidrogen)

I	= Arus listrik (ampere)
V	= Tegangan (Volt)
T	= Waktu (hours)
E	= Energi yang digunakan (watt-hours)

2.9 Menghitung Efisiensi Elektroliser

Pada penelitian ini untuk menghitung efisiensi dari suatu elektroliser dapat dihitung dengan persamaan berikut,

$$\% \text{ Elect Efisiensi} = \frac{\text{Energi yang digunakan}}{\text{Energi yang disuplai}} \times 100 \%$$

$$\% \text{ Heat Loss} = \frac{\text{Energi yang disuplai} - \text{Energi yang digunakan}}{\text{Energi yang disuplai}} \times 100 \%$$

$$\text{Sfc} = \frac{\text{Energi yang digunakan untuk proses elektrolisis}}{\text{massa gas hidrogen yang dihasilkan}}$$