

BAB II TINJAUAN PUSTAKA

2.1 Sel Elektrolisis

Elektrolisis adalah peristiwa penguraian elektrolit dalam sel elektrolisis oleh arus listrik. 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.

Sel Elektrolisis adalah sel yang menggunakan arus listrik untuk menghasilkan reaksi redoks yang diinginkan dan digunakan secara luas di dalam masyarakat kita. 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 :



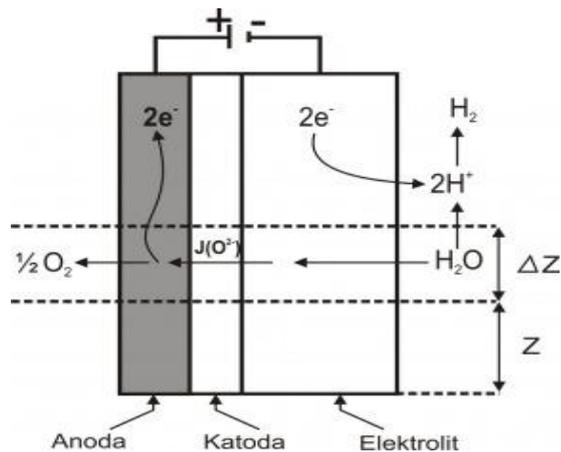
Rangkaian sel elektrolisis hampir menyerupai sel volta. Yang membedakan sel elektrolisis dari sel volta adalah, pada sel elektrolisis, komponen voltmeter diganti dengan sumber arus (umumnya baterai). Larutan atau lelehan yang ingin dielektrolisis, ditempatkan dalam suatu wadah. Selanjutnya, elektroda 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.

Pada proses elektrolisis, elektroda dialiri arus listrik (DC) sehingga senyawa pada elektrolit terurai membentuk ion-ion dan terjadi proses reduksi oksidasi sehingga menghasilkan gas. Proses elektrolisis diperlukan arus listrik yang tinggi agar proses reaksi kimia menjadi efektif dan efisien. Apabila kedua kutub elektroda (katoda dan anoda) diberi arus listrik, elektroda tersebut akan saling berhubungan karena adanya larutan elektrolit sebagai penghantar listrik menyebabkan elektroda timbul gelembung gas. Proses elektrolisis dinyatakan bahwa atom oksigen membentuk sebuah ion bermuatan negatif (OH^-) dan atom hidrogen membentuk sebuah ion bermuatan positif (H^+). Pada kutub positif menyebabkan ion H^+ tertarik ke kutub katoda yang bermuatan negatif sehingga ion H^+ menyatu pada katoda. Atom-atom hidrogen akan membentuk gas hidrogen dalam bentuk gelembung gas pada katoda yang melayang ke atas. Hal serupa terjadi pada ion OH^- yang menyatu pada anoda kemudian membentuk gas oksigen dalam bentuk gelembung gas.

2.1.1 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. Faktor yang mempengaruhi elektrolisis air yaitu, kualitas elektrolit, suhu, tekanan, resistansi elektrolit, material dari elektroda, dan 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.

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 hidrogen. Dengan menyediakan energi 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.

Elektrolisis satu mol air menghasilkan satu mol gas hidrogen dan setengah mol gas oksigen dalam bentuk diatomik. Sebuah analisis yang rinci dari proses memanfaatkan potensi termodinamika dan hukum pertama termodinamika. Proses

ini berada di 298K dan satu tekanan atmosfer, dan nilai-nilai yang relevan yang diambil dari tabel sifat termodinamika.

2.2 Faktor yang Mempengaruhi Elektrolisis

a. Penggunaan Katalisator

NaOH berfungsi mempermudah proses penguraian air menjadi hidrogen dan oksigen karena ion-ion katalisator mampu mempengaruhi kesetabilan molekul air menjadi ion H dan OH yang lebih mudah di elektrolisis karena terjadi penurunan energy pengaktifan. Zat tersebut tidak mengalami perubahan yang kekal (tidak dikonsumsi dalam proses elektrolisis).

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

b. 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

c. Sifat logam bahan elektroda

Penggunaan medan listrik pada logam dapat menyebabkan seluruh elektron bebas bergerak dalam metal, sejajar, dan berlawanan arah dengan arah medan 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 kiri letak suatu logam dalam deret volta, maka logam tersebut semakin mudah teroksidasi. sebaliknya, semakin ke kanan suatu logam dalam deret volta, maka logam tersebut semakin mudah tereduksi.

2.3 Elektrolit

Elektrolit adalah suatu zat terlarut atau terurai ke dalam bentuk ion-ion dan selanjutnya larutan menjadi konduktor elektrik. Elektrolit merupakan gabungan antara air dan katalis. Katalis merupakan suatu zat yang dapat mempercepat suatu laju reaksi, namun ia sendiri secara kimiawi, tidak berubah pada akhir reaksi. Katalis digunakan untuk mempercepat laju reaksi menghasilkan gas HHO pada proses elektrolisa. Katalis yang digunakan adalah natrium hidroksida (NaOH). Penggunaan natrium hidroksida dikarenakan natrium memiliki potensial elektrode standar yang lebih negative dari pada air dengan demikian natrium tidak akan bereaksi namun air yang akan bereaksi. Selain itu, natrium klorida juga mudah didapat. Potensial electrode standar Natrium (Na) adalah -2,71 volt dan air (H₂O) adalah 0,83 volt. (Rusminto.2009)

Bila larutan elektrolit dialiri arus listrik, ion-ion dalam larutan akan bergerak menuju electrode dengan muatan yang berlawanan, melalui cara ini arus listrik akan mengalir dan ion bertindak sebagai penghantar, sehingga dapat menghantarkan arus listrik. Senyawa seperti NaOH 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 elektron oleh suatu zat.

Tabel 1. Nilai Potensial Reduksi Standar Beberapa Elektroda

Kopel (oks/red)	Reaksi katoda (reduksi)	E°, Potensial reduksi, volt (elektroda hidrogen standar = 0)
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e ⁻ ⇌ Li	-3,04
K ⁺ /K	K ⁺ + e ⁻ ⇌ K	-2,92
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Ca	-2,87
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
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Zn	-0,76
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Fe	-0,44
PbSO ₄ /Pb	PbSO ₄ + 2e ⁻ ⇌ Pb + 2SO ₄	-0,36
Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Co	-0,28
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Ni	-0,25
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
Cr ₂ O ₇ ²⁻ /Cr ³⁺	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14H ⁺ + 6e ⁻ ⇌ 2Cr ³⁺ + 7H ₂ O	+1,33
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
PbO ₂ /PbSO ₄	PbO ₂ + SO ₄ ²⁻ + 4H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ PbSO ₄ + 2H ₂ O	+1,68
H ₂ O ₂ /H ₂ O	H ₂ O ₂ + 2H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ 2H ₂ O	+1,78
F ₂ /F	F ₂ + 2e ⁻ ⇌ 2F	+2,87

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

2.3.1 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 elektrostatik 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).

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.

2.4 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).

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).

Pada anoda terjadi reaksi oksidasi, yaitu anion (ion negatif) ditarik oleh anoda sehingga jumlah elektronnya berkurang atau bilangan oksidasinya bertambah.

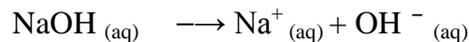
Jika elektroda inert (Pt, C, dan Au), ada 3 macam reaksi:

1. Jika anionnya sisa asam oksida (misalnya NO_3^- , SO_4^{2-}), maka reaksinya $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2 + 4 \text{e}$
2. Jika anionnya OH^- , maka reaksinya $4 \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4 \text{e}$
3. Jika anionnya berupa halida (F^- , Cl^- , Br^-), maka reaksinya adalah $2 \text{X}(\text{halida}) \rightarrow \text{X}(\text{halida})_2 + 2 \text{e}$

Pada katoda terjadi reaksi reduksi, yaitu kation (ion positif) ditarik oleh katoda dan menerima tambahan elektron, sehingga bilangan oksidasinya berkurang.

1. Jika kation merupakan logam golongan IA (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr), IIA (Be, Mg, Cr, Sr, Ba, Ra), Al, dan Mn, maka reaksi yang terjadi adalah $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$
2. Jika kationnya berupa H^+ , maka reaksinya $2\text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$
3. Jika kation berupa logam lain, maka reaksinya $(\text{nama logam})^{\text{x}+} + \text{x e}^- \rightarrow (\text{nama logam})$

Elektrolisis larutan NaOH dengan elektroda Irnet, reaksinya:



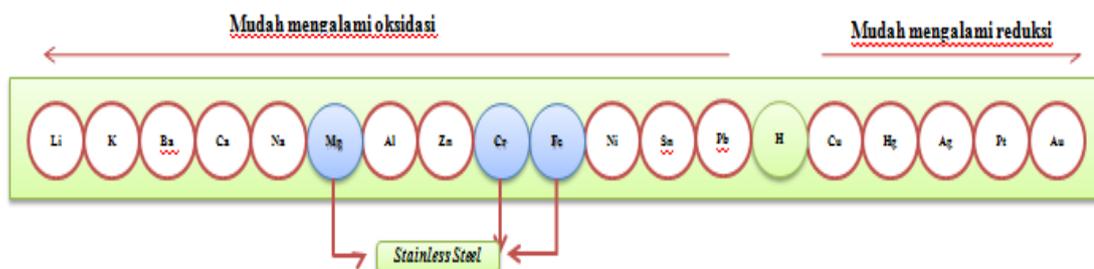
Katoda (Reduksi): $\{ 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + 2 \text{OH}^-_{(\text{aq})} \} \times 2 \quad E^\circ_{\text{red}} = -0,83\text{V}$

Anoda(Oksidasi) : $4\text{OH}^-_{(\text{aq})} \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{e}^- \quad E^\circ_{\text{red}} = 0,401\text{V}$

Total sel : $\text{NaOH}_{(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \longrightarrow \text{Na}^+_{(\text{aq})} + 2\text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})} \quad E^\circ_{\text{sel}} = -0.42\text{V}$

2.4.1 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). Kemampuan tahan karat diperoleh dari terbentuknya lapisan film oksida Kromium, dimana lapisan oksida ini menghalangi proses oksidasi besi (Ferum). Stainless steel dapat bertahan dari serangan karat berkat interaksi bahan-bahan campurannya dengan alam. Stainless steel terdiri dari besi, krom, mangan, silikon, karbon dan seringkali nikel and molibdenum dalam jumlah yang cukup banyak.



Gambar 2. Deret Volta

(Sumber; <http://herlinaidra.blogspot.com//deret-volta.html>, 2014)

Elemen-elemen ini bereaksi dengan oksigen yang ada di air dan udara membentuk sebuah lapisan yang sangat tipis dan stabil yang mengandung produk

dari proses karat/korosi yaitu metal oksida dan hidroksida. Penggunaan elektroda ini karena kandungan. (Cr) yang besar sehingga dapat mencegah terjadinya proses korosi (pengkaratan logam). Krom, bereaksi dengan oksigen, memegang peranan penting dalam pembentukan lapisan korosi ini. Pada kenyataannya, semua stainless steel mengandung paling sedikit 10% krom.

2.5 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 mudahterbakar.

Hidrogen juga 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. Hidrogen juga dapat dihasilkan dari air melalui proses elektrolisis.

2.5.1 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 .

Tabel 2. 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
Nilai Kalor	142 KJ/gram

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

2.6 Perhitungan Penentuan Jumlah Gas H₂ dan Endapan 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)
A ₂	= Luas tube Aliran (cm ₂)
A ₁	= Luas Plat Orifice (cm ₂)
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 H ₂

R = Konstanta Gas $0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

T = Suhu (K)

(sumber ; Panduan Pelaksanaan Laboratorium Instruksional ITB, 2013)

2.7 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 $0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

T = Suhu (K)

F = Konstanta Faraday (96500)

n = Jumlah Mol gas yang dihasilkan

K = Kesetimbangan

Energi yang Disuplai

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

(Sumber : Rusmianto. 2009. Prototype Kompor Hidrogen)

I = Arus listrik (ampere)

V	= Tegangan (<i>Volt</i>)
T	= Waktu (<i>hours</i>)
E	= Energi yang digunakan (<i>watt-hours</i>)

2.8 Menghitung Efisiensi Elektroliser

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

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

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

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