

BAB II

TINJAUAN PUSTAKA

2.1. Air

Air adalah substansi kimia dengan rumus kimia H_2O . 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 padatekanan 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.

Keadaan air yang berbentuk cair merupakan suatu keadaan yang tidak umum dalam kondisi normal, terlebih lagi dengan memperhatikan hubungan antara hidrida - hidrida lain yang mirip dalam kolom oksigen pada tabel periodik, yang mengisyaratkan bahwa air seharusnya berbentuk gas, sebagaimana hidrogen sulfida. Dengan memperhatikan tabel periodik, terlihat bahwa unsur-unsur yang mengelilingi oksigen adalah nitrogen, flor, dan fosfor, sulfur dan klor. Semua elemen-elemen ini apabila berikatan dengan hidrogen akan menghasilkan gas pada temperatur dan tekanan normal. Alasan mengapa hidrogen berikatan dengan oksigen membentuk fase berkeadaan cair, adalah karena oksigen lebih bersifat elektronegatif ketimbang elemen-elemen lain tersebut (kecuali flor).

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. Sifat Fisika dan Kimia Air

Sifat Fisika	Sifat Kimia
Bersifat polar karena adanya perbedaan muatan	Tidak berwarna, tidak berasa, tidak berbau
Sebagai pelarut yang baik karena Kepolarannya	Dapat menyerap sejumlah kalor karena memiliki kalor jenis yang tinggi
Bersifat netral (pH=7) dalam keadaan murni.	Tekanan kritis sebesar $22,1 \times 10^6$ Pa.
Keberadaan pasangan elektron bebas pada atom oksigen	Kapasitas kalor sebesar $4,22$ kJ/kg K.

(Sumber : Fitriani,diah,dkk,2009)

2.2 Gas Hidrogen

Hidrogen adalah unsur kimia pada tabel periodik yang memiliki simbol H dan nomor atom 1. 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. Di seluruh 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 atau H₂ mempunyai kandungan energi per satuan berat tertinggi, dibandingkan dengan bahan bakar manapun. Gas hidrogen sangat mudah terbakar dan akan terbakar pada konsentrasi serendah 4% H₂ di udara bebas. Entalpi pembakaran hidrogen adalah -286kJ/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.

2.2.1 Karakteristik Gas Hidrogen

Hidrogen adalah gas ringan (lebihringan 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

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

2.3 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 hidrokida (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 :

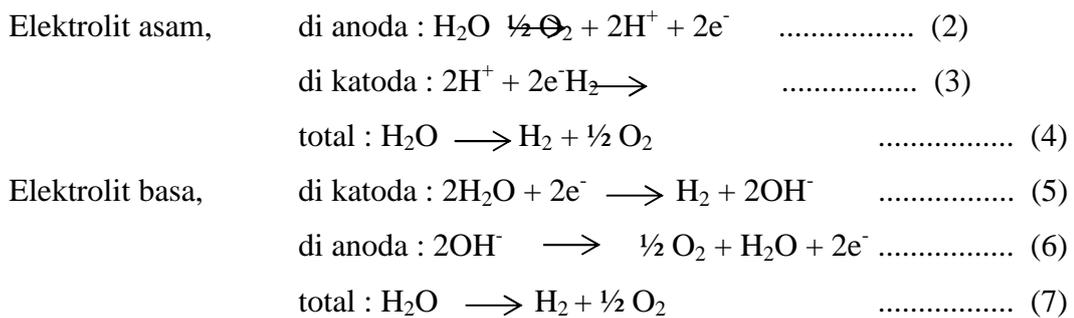
- a. Kualitas Elektrolit
- b. Suhu
- c. Tekanan
- d. Resistansi Elektrolit
- e. Material dari elektroda
- f. Material pemisah

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.

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.

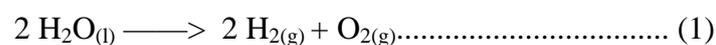


Gas hidrogen dan oksigen yang dihasilkan dari reaksi ini membentuk gelembung pada elektroda dan dapat dikumpulkan. Prinsip ini kemudian dimanfaatkan untuk menghasilkan hidrogen yang dapat digunakan sebagai bahan bakar kendaraan hydrogen. Dengan menyediakan energy dari baterai, Air (H_2O) dapat dipisahkan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

2.3.1 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.

Sel Elektrolisis adalah sel yang menggunakan arus listrik untuk menghasilkan reaksi redoks yang diinginkan dan digunakan secara luas di dalam masyarakat kita. Air, H_2O , 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.

2.3.2 Faktor yang mempengaruhi elektrolisis

a. Penggunaan Katalisator

Misalnya HCl dan KOH berfungsi mempermudah proses penguraian air menjadi hidrogen dan oksigen karena ion-ion katalisator mampu mempengaruhi kesetabilan 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 klorida melepaskan H⁺ yang memudahkan membentuk gas hidrogen. Sedangkan KOH melepaskan OH⁻ yang menghambat pembentukan gas hidrogen.

b. Luas permukaan

Semakin banyak luas yang semakin banyak melewati 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 elektron 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. 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. Konduktifitas 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.

d. 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 elektron.

2.4 Elektrolit

Elektrolit adalah suatu zat terlarut atau terurai ke dalam bentuk ion-ion dan selanjutnya larutanmenjadi konduktor elektrik. 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.

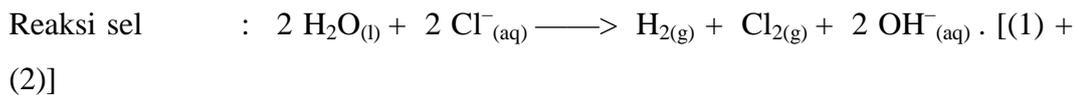
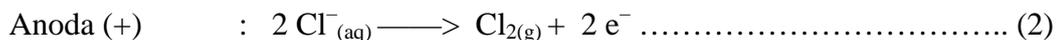
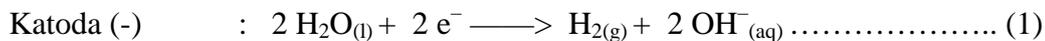
Bila larutan elektrolit dialiri arus listrik, ion-ion dalam larutan akan bergerak menuju electrode dengan muatan yang berlawanan, melalui cara ini arus listrik akan mengalir dan ion bertindak sebagai penghantar, sehingga dapat menghantarkan arus listrik. Senyawa seperti NaCl yang membuat larutan menjadi 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%.

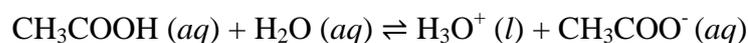
Reaksi disosiasi elektrolit kuat ditulis dengan tanda anak panah tunggal ke kanan. Secara umum asam kuat seperti asam sulfat, asam nitrat, asam klorida, dan basa kuat seperti kalium hidroksida dan garam adalah elektrolit kuat. Sebagai contoh reaksi yang terjadi pada **elektrolisis larutan garam NaCl** adalah sebagai berikut :



Reaksi **elektrolisis larutan garam NaCl** menghasilkan gelembung gas H_2 dan ion OH^- (basa) di katoda serta gelembung gas Cl_2 di anoda. Terbentuknya ion OH^- pada katoda dapat dibuktikan dengan perubahan warna larutan dari bening menjadi merah muda setelah diberi sejumlah indikator fenolftalein (pp). Dengan demikian, terlihat bahwa produk elektrolisis lelehan umumnya berbeda dengan produk elektrolisis larutan.

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:



b. 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.

2.5 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).

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. 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 $(\text{nama logam})^{x+} + x\text{e} \rightarrow (\text{nama logam})$

(sumber: <http://lifnid.wordpress.com/kelas-xii/2-redoks-dan-sel-elektrokimia/sel-elektrolisis/>)

2.5.1 Jenis Elektroda

Jenis-jenis elektroda terbagi menjadi empat bagian diantaranya :

a. 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^+).

b. 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 x -nya (misalkan KCl jenuh berarti $x=\text{Cl}$).

c. 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.

d. 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 indicator. Fungsi logam Pt adalah membangkitkan kecendrungan sistem tersebut dalam mengambil atau melepaskan elektron, sedangkan logam itu tidak ikut secara nyata dalam reaksi redoks.

2.5.2 *Stainless Steel*

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*.

2.5.3 *Kelompok Stainless Martensitic*

Martensitic memiliki kandungan Chrome sebesar 12% sampai maksimal 14% dan Carbon pada kisaran 0,08-2,0%. Kandungan karbon yang tinggi merupakan hal yang baik dalam merespon panas untuk memberikan berbagai kekuatan mekanis, misalnya kekerasan baja. Baja tahan karat kelas martensitic menunjukkan kombinasi baik terhadap ketahanan korosi dan sifat mekanis mendapat perlakuan panas pada permukaannya sehingga bagus untuk berbagai aplikasi. Baja tahan karat kelompok ini bersifat magnetis. Pada kelompok atau klasifikasi martensic di bagi dalam beberapa type yang antara lain adalah:

a. Type 410

Memiliki kandungan chrome sebanyak 13% dan 0,15% carbon, jenis yang paling baik digunakan pada pengerjaan dingin.

b. Type 416

Memiliki kandungan yang sama dengan type 410, namun ada penambahan unsur sulfur.

c. Type 431

Mengandung 17% chrome, 2,5% nikel dan 0,15% maksimum carbon.

2.5.4 Kelompok *Stainless Steel Ferritic*

Ferritic memiliki kandungan chrome sebanyak 17% dan carbon antara 0,08-0,2%. Memiliki sifat ketahanan korosi yang meningkat pada suhu tinggi. Namun sulit di lakukan perlakuan panas kepada kelompok stainless steel ini sehingga penggunaan menjadi terbatas, Baja tahan karat kelompok ini bersifat magnetis.

2.5.5 Kelompok *Stainless Steel Austenitic*

Austenitic memiliki kandungan chrome pada kisaran 17-25% dan Nikel pada kisaran 8-20% dan beberapa unsur/elemen tambahan dalam upaya mencapai sifat yang di inginkan. Baja tahan karat kelompok ini adalah non magnetic.

2.5.6 Kelompok *Stainless Steel Duplex*

Merupakan kelompok terbaru yang memiliki keseimbangan Chromium, Nikel, Molibdenum dan Nitrogen pada campuran yang sama antara kelompok austenite dan kelompok ferit. Hasilnya adalah sebuah kekuatan yang tinggi, sangat tahan terhadap korosi. Direkomendasikan pada suhu -50 sampai dengan +300 ° C. Biasanya di sebut uNS, sebagai merk dagang.

Pada rancang bangun ini kami menggunakan *Austenitic Stainless Steel* (grade standar untuk 304) karena Austenitic cocok dipakai untuk aplikasi temperature rendah disebabkan unsur Nickel membuat *Stainless Steel* tidak menjadi rapuh pada temperatur rendah.

Austenitic Stainless Steel mengandung sedikitnya 16% Chrom dan 6% Nickel. Kandungan kromium tersebut berfungsi untuk mencegah terjadinya korosi pada plat tersebut. Pada penelitian ini *Stainless Steel* yang dipakai dibuat

dalam bentuk lempengan supaya luas permukaan plat yang digunakan untuk menghantarkan listrik semakin besar. Nilai potensial reduksi standar beberapa elektroda dapat dilihat pada tabel 3.

Tabel 3. 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: Engelhardt Viktor., "Electrolysis of Water Processes and Applications Handbook", Chief Engineer and Chemist of the Siemens and Halske. Co., Limited, Vienna, 1904)

2.5.7 Aluminium

Ilmu kimia aluminium sangat ditentukan oleh muatan yang besar dan jari-jari yang kecil dari ion Al^{3+} , yaitu kerapatan muatan besar. Jika garam aluminium dilarutkan dalam air ion Al^{3+} segera membentuk $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_9]^{3+}$ yang biasanya ditulis dengan $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}$. Di dalam larutan air, air yang bebas berfungsi sebagai basa dan dapat diperoleh kesetimbangan berikut :



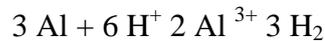
Dalam basa yang kuat seperti NaOH terjadi reaksi,



Aluminium adalah salah satu golongan III A yang merupakan unsure logam yang berwarna putih perak mengkilat. Aluminium merupakan 10 gram elektropositif dan di udara aluminium merupakan logam yang tahan karat. Aluminium diproduksi dalam jumlah yang besar dalam dunia industry hal ini karena aluminium banyak dimanfaatkan orang. Proses pembuatan aluminium dalam industry dikenal dengan proses Hall yang terdiri dari dua tahapan proses, yaitu tahap pemurnian berhasil atau krolit yang memanfaatkan sifat atmosfer dari aluminium oksida dan tahap elektrolisis untuk memperoleh aluminium murni yang kemudian melalui proses lebih lanjut. Aluminium dibuat dalam bentuk tertentu beberapa kegunaan aluminium yaitu digunakan dalam konstruksi pesawat dan mobil. (Petrucci, 1987).

- Reaksi kimia logam aluminium

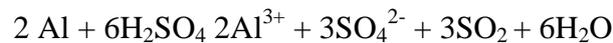
Aluminium adalah logam putih yang liat dan dapat ditempa bubuknya berwarna abu-abu, ia melebur pada 1090°C . bila tekanan udara, objek-objek aluminium teroksidasi pada permukaannya, tetapi lapisan oksidasi-oksidasi ini melindungi objek dari oksidasi lebih lanjut. Asam klorida encer dengan mudah melarutkan logam ini, pelarutan lebih lambat dalam asam sulfat encer atau garam nitrat encer.



Proses pelarutan dapat dipercepat dengan menambahkan sedikit melarutkan (II) klorida pada campuran asam pada klorida, pekat juga melarutkan aluminium.



Asam sulfat pekat melarutkan aluminium dengan membedakan belerang dioksida



Asam nitrat pekat membuat logam menjadi positif dengan hidroksi alkali terbentuk larutan tetrahidroksi aluminat.



Aluminium adalah logam inervalen dalam senyawa-senyawanya ion aluminium (Al^{3+}) membentuk garam-garam yang tak berwarna dengan anion-anion yang tak berwarna. Halida nitrat dan sulfatnya larut dalam air, larutan air, larutan ini memperlihatkan reaksi asam karena hidrolisis. Aluminium sulfat dapat dibuat hanya dalam keadaan padat saja, dalam air terhidrolisis dan membentuk $(\text{Al}(\text{OH})_2)$. (Sugiyarto, 2001).

Dua faktor yang harus dipertimbangkan untuk menilai, kelarutan senyawa dalam air, kecil ukuran dan tingginya muatan ion Al^{3+} ini sukar larut dalam air. Contoh : Al_2Cl_3 bahkan AlF_3 yang merupakan gabungan dari Al^{3+} dan F^- yang bervalensi 1. Menunjukkan kelarutan dalam air yang rendah AlCl_3 , AlBr_2 dan AlI_2 mempunyai sifat kovalen dan mudah larut dalam air.

Sejumlah garam aluminium dan seperti halnya logam golongan (VIII A) mengkristal dan larutannya sebagai hidrat, satu cirri utama , larutan garam aluminium dalam air bersifat asam.

Karena daya tarik akan elektron dari ion kecil dengan muatan yang tinggi dari Al^{3+} . Ikatan OH dalam molekul logam H_2O putus. Proton dilepaskan keluar dari lengkung koordinasi ligan H_2O . Sedangkan ion kompleksnya berubah menjadi $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5 \text{ OH}]^{2+}$, logam aluminium yang dilapisi dengan oksida dapat mencegah pengkaratan pada selang pH 4,5-8,3. (Cotton, 1989).

2.5.8 Sifat Fisik Aluminium

Aluminium memiliki sifat fisika seperti yang ditunjukkan pada tabel berikut:

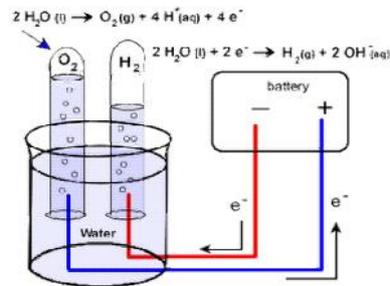
Tabel 4. Sifat Fisik Aluminium

No	Sifat	Nilai
1	Jari-jari atom	
2	Volume atom	10 cm ³ /gr.atm
3	Density (660°C)	2,368 gr/cm ³
4	Density (20°C)	2,6989 gr/cm ³
5	Potensial elektroda (25°C)	-1,67 volt
6	Kapasitas panas (25°C)	5,38 cal/mol °C
7	Panas pembakaran	399 cal/gr mol
8	Tensile strength	700 MPa
9	Kekerasan brinell	12-16 skala mehs
10	Hantaran panas (25°C)	0,49 cal/det °C
11	Valensi	3
12	Kekentalan (700°C)	0,0127 poise
13	Panas peleburan	94,6 cal/gr
14	Panas uap	200 cal/gr
15	Massa atom	26,98
16	Titik lebur	660°C
17	Titik didih	2452°C
18	Tegangan permukaan	900 dyne/cm
19	Tegangan tarik	4,76 kg/mm

2.6 Teknologi HHO (*Hydrogen Hydrogen Oxyde*)

HHO adalah teknologi dalam memproduksi gas Hidrogen. Terdiri dari tabung/bejana yang tahan terhadap tekanan dan temperature tinggi, elektroda sebagai penyalur arus listrik, lubang pernafasan, dan lubang transfer gas HHO. Teknologi HHO atau juga dikenal dengan nama *Oxyhydrogen* adalah teknologi yang sengaja dibuat menjadi teknologi open source tanpa paten. Strategi ini dipilih oleh sang penemu karena niat tulus untuk membantu menyelamatkan bumi dari polusi yang tidak terkendali sekaligus membantu warga dunia untuk mendapatkan bahan bakar murah dan mudah didapat. Dari proses elektrolisa air

ini menghasilkan gas Hidrogen (H_2) dan Oksigen (O_2). Gas hidrogen (H_2) adalah gas yang sangat mudah terbakar. Sehingga jika H_2 tersebut disalurkan ke dalam ruang pembakaran akan mensuplai energi yang besar bagi kehidupan.



Gambar 1. Teknologi HHO

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

Hidrogen dan Oksigen ini dimasukkan ke dalam ruang bakar, maka “ledakan”-nya akan semakin kuat, dan hasil pembakaran menjadi semakin bersih karena Bensin yang tidak terbakar akan terbakar habis. Sehingga dapat menghemat BBM, dantenaga yang dihasilkan lebih besar. Dalam hal ini, H_2O air yang digunakan adalah Air RO atau Reverse Osmosis (air murni hasil penyulingan yang menggunakan membran), atau air yang tidak mengandung mineral.

2.6.1 Generator HHO (Hidrogen Hidrogen Oksida)

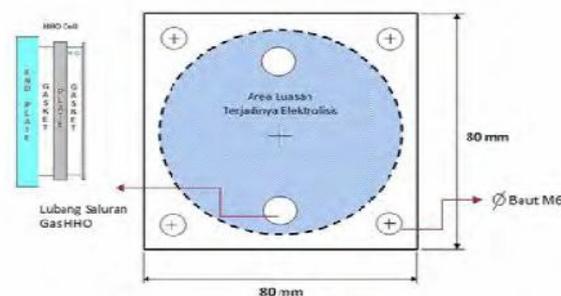
Generator gas HHO tersusun atas 2 komponen dasar, yaitu tabung generator yang terdiri atas tabung, sepasang elektroda dan elektrolit dan sumber tenaganya yang berupa baterai ataupun aki. Generator ini bekerja dengan prinsip elektrolisa air.

1. Tipe Kering (*dry type/dry cell*)

Adalah generator HHO dimana sebagian elektrodanya tidak terendam elektrolit dan elektrolit hanya mengisi celah-celah antara elektroda itu sendiri.

Keuntungan generator HHO tipe *dry cell* adalah :

1. Air yang di elektrolisa hanya seperlunya, yaitu hanya air yang terjebak diantara lempengan cell.
2. Panas yang ditimbulkan relative kecil, karena selalu terjadi sirkulasi antara air panas dan dingin di reservoir.
3. Arus listrik yang digunakan relatif lebih kecil, karena daya yang terkonversi menjadi panas semakin sedikit.



Gambar 2. Luasan Elektroda pada Generator HHO Dry Cell

(Sumber : Yanur Arzaqa Ghiffari dan Djoko Sungkono Kawano,2013)

Luasan lingkaran pada plat elektroda yang terendam air adalah area terjadinya elektrolisis untuk menghasilkan gas HHO, sedangkan bagian luasan yang lainnya tidak terendam air dan plat dalam kondisi kering. Luasan yang terelektrolisis sekitar 60% dan cukup dibatasi dengan o-ring atau seal yang berdiameter 70 mm pada setiap plat yang digunakan. Selain itu pada setiap plat terdapat dua lubang berdiameter 12 mm untuk saluran gas HHO yang berada di bagian atas dan di bawah.

2. Tipe Basah (*wet cell*)

Adalah generator HHO dimana semua elektrodanya terendam cairan elektrolit di dalam sebuah bejana air. Pada tipe *wet cell* atau tipe basah, semua area luasan elektroda platnya terendam air untuk proses elektrolisis menghasilkan gas HHO. Sehingga luasan elektrolisis tersebut sama dengan luasan setiap plat yang digunakan yaitu berdimensi 80 mm x 80 mm. Keuntungan generator gas HHO tipe wet cell adalah gas yang dihasilkan umumnya lebih banyak dan stabil, perawatan generator lebih mudah serta rancang bangun pembuatan generator HHO lebih mudah.

2.7 Menghitung Jumlah Gas yang Dihasilkan pada Proses Elektrolisis

2.7.1 Perhitungan Secara Teoritis

Berdasarkan hasil eksperimen yang dilakukan Michael Faraday, dia menemukan beberapa kaidah perhitungan elektrolisis yang dikenal dengan hukum Faraday.

Hukum I Faraday

“Massa zat terbentuk pada masing – masing elektroda sebanding dengan kuat arus yang mengalir pada elektrolisis tersebut”.

Arus listrik satu Faraday (1 F) didefinisikan sebagai jumlah arus listrik yang terdiri dari 1 mol elektron. Untuk menghitung jumlah zat – zat yang terbentuk di katoda dan di anoda, hukum Faraday dirumuskan sebagai berikut :

$$W = e \times F \quad \text{..... Pers. 1}$$

$$e = \frac{\text{Ar atau Mr}}{\text{valensi}} \quad \text{..... Pers.2}$$

Dimana : W = massa hasil elektrolisis (gram)

e = massa ekuivalen hasil elektrolisis

F = jumlah arus listrik (Faraday)

Ar = massa atom relatif

Mr = massa molekul relatif

Valensi = jumlah elektron yang terlibat dalam reaksi

$$F = \frac{Q}{\text{muatan 1 mol elektron}} \quad \text{..... Pers. 3}$$

$$= \frac{Q}{(1,6 \times 10^{-19})(6,022 \times 10^{23})}$$

$$= \frac{Q}{96.352}$$

$$Q = i \times t \quad \text{..... Pers. 4}$$

Substitusi persamaan 1, 3 dan 4 sehingga didapatkan

$$W = \frac{e \times i \times t}{96.352}$$

Atau untuk lebih mudah, sering digunakan :

$$W = \frac{e \times i \times t}{96.500} \quad \text{..... Pers. 5}$$

Dimana : i = kuat arus (ampere)

t = waktu yang digunakan untuk proses elektrolisis (detik)

Perhitungan lebih mudah jika dilakukan dalam satuan mol, substitusikan pers. 5 dan pers. 2 sehingga didapatkan :

$$W = \frac{Ar}{valensi} \times i \times t \quad \text{..... Pers. 6}$$

$$\frac{W}{\frac{Ar}{valensi}} = \frac{i \times t}{96.500} \quad \text{..... Pers. 7}$$

$$\frac{W}{Ar} \times valensi = \frac{i \times t}{96.500} \quad \text{..... Pers. 8}$$

$$n = \frac{i \times t}{96.500 \times valensi} \quad \text{..... Pers. 9}$$

Dimana :

n = jumlah mol yang dihasilkan (mol)

(Sumber : EG&G Technical Service, Inc.(2004).Fuel Cell Handbook (seventh edition):9-2)

2.7.2 Perhitungan Secara Praktek

Perhitungan jumlah gas H_2 yang dihasilkan dapat menggunakan hukum gas ideal.

$$PV = nRT$$

sehingga

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

Dimana:

P = Tekanan Tabung Penampung Gas (atm)

V = Volume Gas Penampung (liter)

n = Mol gas

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

T = Suhu (K)

(sumber : Termodinamika Teknik 1, 2012)

2.8 Menghitung Konsumsi Energi

Konsumsi energi didefinisikan sebagai energi yang dikonsumsi selama proses elektrolisis untuk menghasilkan H_2 dalam satuan volume.

$$E = \frac{Q \times V}{\text{Vol } \text{H}_2} \quad \text{..... Pers. 10}$$

Substitusikan pers. 4 dan pers. 10 sehingga didapatkan :

$$E = \frac{i \times t \times V}{\text{Vol } \text{H}_2} \quad \text{..... Pers. 11}$$

(sumber : Modul Praktikum Elektrolisis Air.(2014). Institut Teknologi Bandung)

Dimana,

E = energi yang digunakan (Watt detik/ml)

i = kuat arus (ampere)

t = waktu yang digunakan untuk proses elektrolisis (detik)

V = tegangan yang disuplai (Volt)

$\text{Vol } \text{H}_2$ = produk H_2 yang dihasilkan selama proses elektrolisis (ml)