BAB II
TINJAUAN PUSTAKA

2.1 Hidrogen

Hidrogen adalah unsur kimia 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 pada konsentrasi serendah 4 % di udara bebas. Dengan massa atom 1,00794 amu, hidrogen adalah unsur teringan di dunia. Hidrogen berasal dari bahasa Yunani yaitu Hydro = air dan genes = pembentukan sehingga hidrogen bisa disebut sebagai unsur pembentuk air. Menurut American Nuclear Society (Juni 2012), kebutuhan dunia akan hidrogen sangat besar yaitu sekitar 5 juta ton per tahun. Hidrogen sebesar ini diperlukan dalam proses kimia seperti mengikat nitrogen dengan unsur lain dalam proses Haber bosch, produksi metanol, bahan bakar roket, memproduksi asam hidroklorida, mereduksi bijih-bijih besi dan sebagai gas pengisi balon, bahan bakar alternatif, pembentuk amonia, serta bahan oil refining dan oil upgrading.

Hidrogen merupakan elemen paling melimpah di bumi (sepersepuluh masa bumi), namun sangat jarang ditemukan dalam bentuk H_2. Karena hidrogen di bumi sangat jarang ditemukan dalam bentuk H_2, maka dilakukanlah produksi hidrogen untuk mencukupi kebutuhan hidrogen dunia. Pada prinsipnya, hidrogen bisa diperoleh dengan memecah senyawa yang paling banyak mengandung unsur hidrogen.

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 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

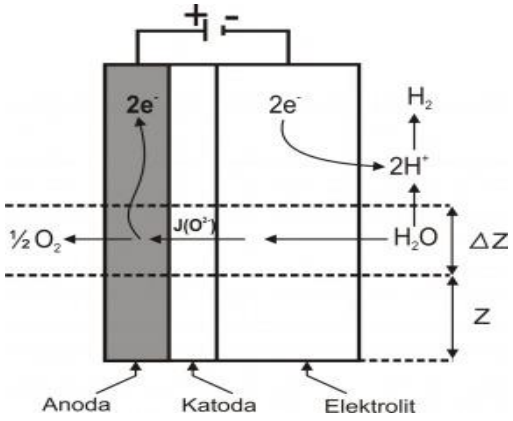
b. Suhu

c. Tekanan

d. Resistansi Elektrolit

e. Material dari elektroda

f. Material pemisah



Gambar 1. Elektrolisis Air

Sumber : http://smart-pustaka./2013/02/elektrolisis-air.html

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 postif 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.

Elektrolit asam :

di anoda : $H_2O \longrightarrow ½O_2 + 2H^+ + 2e^-$

di katoda : $2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$

total : $H_2O \longrightarrow H_2 + ½O_2$

Elektrolit basa :

di katoda : $2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2OH^-$

di anoda : $2OH^- \longrightarrow ½O_2 + H_2O + 2e^-$

total : $H_2O \longrightarrow H_2 + ½\ O_2$

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 (O2).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.

Proses elektrolisis, idealnya satu mol air dapat menghasilkan satu mol hidrogen dan setengah mol oksigen pada suhu 25 oC dan 1 atm. Perubahan entalphi yang terjadi adalah 285,83 kJ sedangkan perubahan entropi (T ΔS) yang terjadi adalah 48,7 kJ. Energi yang diperlukan (disediakan oleh energi listrik dari luar sistem) untuk mengelektrolisis air hanya energi bebas Gibbs saja sebab perubahan entropi dapat diperoleh dari lingkungan. Oleh karena itu, energi yang dibutuhkan menjadi :

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \qquad (1)$$

Energi istrik yang diperlukan untuk elektrolisis adalah 231,7 kJ/ mol H2 produk. Energi dalam jumlah yang cukup besar ini digunakan untuk mengatasi berbagai hambatan (energi aktivasi, resistansi listrik, resistansi transport dan resistansi reaksi kimia). Tanpa kelebihan energi, elektrolisis dari air murni akan berlangsung lambat. Hal ini disebabkan oleh kestabilan air secara termokimia yang menyebabkan susahnya air untuk terionisasi sendiri.

Bidang yang mengkaji pengubahan energi listrik dari atau ke energi kimia, yang dirintis oleh Michael Faraday (1791-1867). Pada elektrolisis ini terdapat Hukum Faraday yaitu :

Hukum 1 Faraday :

"Jumlah massa dari zat kimia yang diproduksi pada elektrode selama elektrolisis adalah sebanding dengan kuat arus listrik yang mengalir pada elektrolisis tersebut."

Kemudian dari hukum Faraday diatas diperoleh rumus :

$$M = \frac{I \,.\, t.\, e}{F} \qquad (2)$$

dimana :

M = massa zat dalam gram

e = berat ekivalen dalam gram = berat atom : valensi

i = kuat arus dalam Ampere

t = waktu dalam detik

F = Faraday

Dalam elektrolisis ini terdapat konstanta Faraday, yaitu jumlah muatan listrik dalam satu mol elektron.

$$F = N \,.\, e \qquad (3)$$

(Hoffman, at all, 2000)

N menjelaskan bilangan Avogadro sebesar 6.02×10^{23} /mol, e adalah jumlah muatan listrik untuk satu elektron sebesar 1.602×10^{-19} Coulomb/elektron. Maka, nilai F yang diperoleh adalah :

$$F = (6.02 \times 10^{23}) \times (1.602 \times 10^{-19})$$

$$F = 96485 \text{ C/mol}$$

Elektrolisis air tidak dapat mengkonversi 100 % energi listrik menjadi energi kimia pada hidrogen. Proses ini membutuhkan energi yang jauh lebih besar untuk mengaktifkan air agar dapat terionisasi. Jumlah energi yang diperlukan ini tidak sebanding dengan jumlah hidrogen yang dihasillkan. Dengan menggunakan metode elektrolisis biasa hanya sekitar 4 % produksi hidrogen yang dihasilkan dari air murni.

2.3 Katalis Elektrolit

Proses elektrolisis akan lebih baik jika menggunakan larutan elektrolit. Larutan elektrolit adalah larutan yang dapat menghantarkan listrik. Larutan elektrolit dibagi menjadi tiga golongan :

a. Asam, seperti asam sulfat (H_2SO_4), asam nitrat (HNO_3), asam klorida (HCl), Asam karboksilat (CH_3COOH), Asam Format (HCOOH), Asam Florida (HF), Asam Karbonat (H_2CO_3).
b. Basa, seperti natrium hidroksida (NaOH), kalium hidroksida (KOH), barium hidroksida [$Ba(OH)_2$], Ammonium Hidroksida (NH_4OH), metanol, etanol.
c. Garam : hampir semua senyawa kecuali garam merkuri, K_2CO_3.

Karakter elektrolit yang baik dalam elektrolisis lebih ditekankan pada mudah menghantarkan arus listrik serta karakter korosi yang dimilikinya.

Dengan tujuan untuk meningkatkan konduktivitas larutan, elektrolit yang terdiri dari ion-ion dengan mobilitas tinggi secara umum digunakan di elektrolizer. Kalium Hidroksida adalah garam yang secara umum digunakan dalam elektrolisis air karena dapat mencegah korosi besar-besaran yang disebabkan oleh elektron.

Selain itu dengan menggunakan larutan KOH, kemungkinan produksi hidrogen bisa ditingkatkan. Hal ini dikarenakan KOH dapat menyebarkan muatan listrik karena fungsinya sebagai zat dielektrikum, sehingga proses pemecahan air menjadi radikal-radikal yang selanjutnya bereaksi lanjut menghasilkan hidrogen dan oksigen menjadi optimal. Selain itu kalium berbeda dengan natrium yang tidak terurai selama proses elektrolisis, sehingga peran KOH dalam meningkatkan konduktivitas larutan tidak hilang selama reaksi.

Pada saat aliran listrik mengalir dalam larutan elektrolit KOH akan terjadi reaksi :

$$KOH_{(aq)} \longrightarrow K^+ + OH^-$$

Reaksi reduksi terjadi pada air yang terdapat pada katoda yang bermuatan negatif dengan elektron (e-) dari katoda. Kemungkinan reaksi reduksi yang terjadi di katoda adalah reduksi air dan reduksi ion K+.

$2H_2O_{(l)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$ $E^o = -0,83$ V

$K^+_{(aq)} + e \longrightarrow K_{(s)}$ $E^o = -2,92$ V

Pada elektrolisis larutan yang mengandung ion-ion golongan IA (Na+, K+), ion-ion tersebut tidak tereduksi pada katoda tetapi air yang mengalami reduksi karena potensial reduksi air lebih besar dari potensial reduksi K.

Kemungkinan reaksi oksidasi yang terjadi di anoda adalah oksidasi ion OH- dan oksidasi air.

$2H_2O \longrightarrow 4H^+_{(g)} + O_2 + 4e^-$ $E^o = -1,23$ V

$4OH^-_{(aq)} \longrightarrow O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 4e^-$ $E^o = -0,40$ V

Oleh karena potensial oksidasi OH- lebih besar dari potensial oksidasi H2O, maka oksidasi OH- lebih mudah berlangsung.

Elektrolisis larutan KOH akan menghasilkan gas hidrogen di katoda dan menghasilkan gas oksigen di anoda seperti reaksi di bawah ini :

Katoda (reduksi) : $2H_2O_{(l)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$

Anoda (Oksidasi) : $4OH^-_{(aq)} \longrightarrow O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 4e^-$

Reaksi total : $2H_2O_{(l)} \longrightarrow O_{2(g)} + 2H_{2(g)}$

$E^o = -1,23$ V ; $\Delta H = 285,83$ kJ/mol

2.4 Alumunium

Aluminium termasuk unsur yang banyak terdapat di kulit bumi. Umumnya aluminium ditemukan bergabung dengan silikon dan oksigen, seperti dalam alumininosilikat, yang terdapat dalam karang sebagai granit dan tanah liat. Logam aluminium berwarna putih, mengkilat, mempunyai titik leleh tinggi yaitu sekitar 660°C, moderat lunak dan lembek lemah jika dalam keadaan murni, tetapi menjadi keras dan lunak jika dibuat paduan dengan logam-logam lain. Densitasnya sangat ringan sebesar 2,73 g/cm^3. aluminium merupakan konduktor panas dan konduktor listrik yang baik, namun sifat ini lebih rendah dibandingkan dengan sifat konduktor tembaga.

Logam aktif, misalnya Mg dan Al, bisa melepaskan hidrogen melalui hidrolisis dengan air (Grosjean et al. 2005). Aluminium telah diidentifikasi sebagai zat yang menjanjikan dan ideal untuk produksi hidrogen. Aluminium dapat menghasilkan hidrogen dengan bantuan larutan alkali di dalam air dengan reaksi berikut.

$$2Al_{(l)} + 6H_2O_{(l)} \rightarrow 2Al(OH)_{3(l)} + 3H_{2(g)}$$

Produksi hidrogen dengan kaleng aluminium bekas akan menghemat sumber daya alam dan mengurangi emisi gas rumah kaca. Hiraki et al. telah mengusulkan bahwa kebutuhan energi dari generasi hidrogen berbasis aluminium limbah hanya 2% dan jumlah emisi CO_2 adalah 4% dari metode konvensional (Hiraki, et al. 2005). Namun biasanya kaleng aluminium yang digunakan biasanya dilapisi dengan cat, yang menghambat kontak antara reaktan dan menghambat evolusi hidrogen. Untuk meningkatkan produksi gas hidrogen adalah dengan melakukan pengecilan ukuran bahan baku yakni logam aluminium.

2.5 Kalium Klorida

Kalium klorida (singkatan: KCL atau *potassium chloride*) adalah senyawa garam alkali tanah dengan halida yang terbentuk dari unsur kalium dan klor. Wujud umumnya adalah garam kristal berwarna putih atau tak berwarna. Senyawa ini sangat mudah larut dalam air dan terasa asin di lidah, serupa garam dapur. Kalium klorida (KCl) adalah logam halida garam terdiri dari kalium dan klor . Dalam keadaan murni, itu tidak berbau dan memiliki warna putih.

2.6 Elektroda

Elektroda adalah konduktor yang digunakan untuk bersentuhan dengan bagian atau media non-logam dari sebuah sirkuit (misal semikonduktor, elektrolit atau vakum). 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. Pada katoda terjadi reaksi reduksi, yaitu kation (ion positif) ditarik oleh katoda dan menerima tambahan elektron, sehingga bilangan oksidasinya berkurang.

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

1. Jika anionnya sisa asam oksi (misalnya NO_3^-, SO_4^{2-}), maka reaksinya

$$2H_2O \rightarrow 4H^+ + O_2 + 4\ e$$

2. Jika anionnya OH^-, maka reaksinya $4\ OH^- \rightarrow 2H_2O + O_2 + 4\ e$
3. Jika anionnya berupa halida (F^-, Cl^-, Br^-), maka reaksinya adalah

$$2X\ (halida) \rightarrow X\ (halida)_2 + 2\ e$$

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

$$2H_2O + 2\ e \rightarrow H_2 + 2\ OH^-$$

2. Jika kationnya berupa H^+, maka reaksinya :

$$2H^+ + 2\ e \rightarrow H_2$$

3. Jika kation berupa logam lain, maka reaksinya :

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