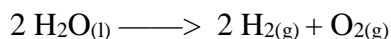


BAB II TINJAUAN PUSTAKA

2.1 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. 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.

2.1.1 Faktor yang Mempengaruhi Elektrolisis

a. Penggunaan Katalisator

Misalnya H_2SO_4 dan KOH 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). 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.

b. Luas Area Elektroda

Semakin luas area elektroda yang dialiri arus listrik yang 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 elektron bekerja lambat dalam mengelektrolisis elektrolit.

c. Jenis Logam 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 bergerak 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.

d. Konsentrasi Elektrolit

Semakin tinggi konsentrasi suatu larutan elektrolit pereaksi maka akan semakin besar pula laju reaksinya. Ini dikarenakan dengan persentase 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 prosentase katalis dengan transfer elektron.

2.1.2 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.

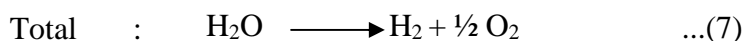
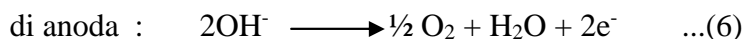
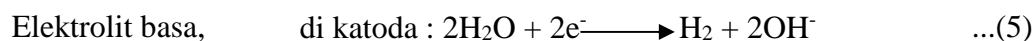
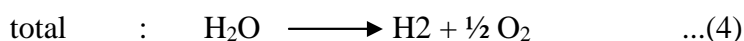
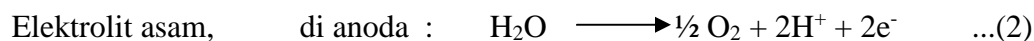
Faktor yang mempengaruhi elektrolisis air :

- a. Kualitas Elektrolit
- b. Suhu
- c. Tekanan
- d. Resistansi Elektrolit
- e. Material Elektroda
- f. Arus Listrik

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 298 K 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 energi dari baterai, Air (H_2O) dapat dipisahkan ke dalam molekul diatomik hidrogen (H_2) dan oksigen (O_2).

2.2 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. Sumber air paling banyak berasal dari lautan yang ada dipermukaan bumi. Terdapat 1,4 triliun kilometer kubik (330 juta mil³) tersedia di Bumi yang berupa samudera, lautan, danau, dan sungai.

Air laut adalah air dari laut atau samudera. Air laut memiliki kadar garam rata-rata 3,5%. Artinya dalam 1 liter (1000 mL) air laut terdapat 35 gram garam (terutama, namun tidak seluruhnya, garam dapur/NaCl). Walaupun kebanyakan air laut di dunia memiliki kadar garam sekitar 3,5 %, air laut juga berbeda-beda kandungan garamnya. Yang paling tawar adalah di timur Teluk Finlandia dan di utara Teluk Bothnia, keduanya bagian dari Laut Baltik. Yang paling asin adalah di Laut Merah, di mana suhu tinggi dan sirkulasi terbatas membuat penguapan tinggi dan

sedikit masukan air dari sungai-sungai. Kadar garam di beberapa danau dapat lebih tinggi lagi.

Air laut memiliki kadar garam karena bumi dipenuhi dengan garam mineral yang terdapat di dalam batu-batuan dan tanah. Contohnya natrium, kalium, kalsium, dll. Apabila air sungai mengalir ke lautan, air tersebut membawa garam. Ombak laut yang memukul pantai juga dapat menghasilkan garam yang terdapat pada batu-batuan. Lama-kelamaan air laut menjadi asin karena banyak mengandung garam. Air tawar lebih ringan dari air asin.

Zat-zat yang terlarut yang membentuk garam, yang kadarnya diukur dengan istilah salinitas dapat dibagi menjadi empat kelompok, yakni:

1. Konstituen utama : Cl, Na, SO₄, dan Mg.
2. Gas terlarut : CO₂, N₂, dan O₂.
3. Unsur Hara : Si, N, dan P.
4. Unsur Runut : I, Fe, Mn, Pb, dan Hg.

Konstituen utama merupakan 99,7% dari seluruh zat terlarut dalam air laut, sedangkan sisanya 0,3% terdiri dari ketiga kelompok zat lainnya. Akan tetapi meskipun kelompok zat terakhir ini sangat kecil persentasenya, mereka banyak menentukan kehidupan di laut. Sebaliknya kepekatan zat-zat ini banyak ditentukan oleh aktivitas kehidupan di laut.

Selain zat-zat terlarut ini, air juga mengandung butiran-butiran halus dalam suspensi. Sebagian dari zat ini akhirnya terlarut, sebagian lagi mengendap ke dasar laut dan sisanya diurai oleh bakteri menjadi zat-zat hara yang dimanfaatkan tumbuhan untuk fotosintesis.

Adapun unsur kimia yang dikandung adalah sebagai berikut :

1. Klor (Cl)
2. Brom (Br)
3. Yod (I)
4. Karbon (C)
5. Boron (B)
6. Nitrogen (N) dan Lain sebagainya.

Selain mengandung unsur kimia ternyata ada proses pengikisan batuan terjadi di daratan, dan memberikan unsur-unsur seperti :

1. Natrium (Na)
2. Magnesium (Mg)
3. Kalsium (Ca) serta unsur lainnya kedalam laut.

Elemen kimia yang terdapat di alam berjumlah 105 dan 57 elemen diantaranya terdapat dilaut. Adapun Elemen-elemen kimia yang ada dilaut umumnya dalam bentuk terlarut.

Elemen-elemen kimia dikelompokkan dalam 3 bagian sebagai berikut :

1. Kelompok elemen kimia utama (*major elements*)

Elemen kimia utama terdapat dilaut dalam kadar yang besar, yaitu terdapat jumlah lebih dari 31,67 mg elemen dalam 1 liter air laut (21,5 g/l.)

Nama-nama elemen Kimia Utama Yaitu:

- Klor (Cl) 89.500.000 ton/mil³ air laut
- Natrium (Na) 49.500.000 ton/mil³ air laut
- Karbon (C) 32.000 ton/mil³ air laut

2. Kelompok elemen kimia tambahan (*minor elements*)

kelompok ini terdapat dalam kadar yang lebih kecil dibandingkan dengan kelompok elemen kimia utama dan elemen kimia ini disebut elemen tambahan atau minor elemen. Yang mempunyai Kadar laut antara 5,52 mg sampai 0,079 mg yang terdapat dalam satu liter air laut. Dikarenakan kadar begitu relatif kecil sehingga elemen ini mudah lenyap dari perairan laut. Elemen ini mudah lenyap disebabkan proses penyerapan oleh partikel-partikel ataupun organisme yang hidup dilaut.

Nama-nama elemen Tambahan Utama Yaitu:

- Boron (B) 23.000 ton/mil³ air laut
- Silikon (Si) 14.000 ton/mil³ air laut
- Flour (F) 6.100 ton/mil³ air laut
- Argon (Ar) 2.800 ton/mil³ air laut
- Nitrogen (N) 2.400 ton/mil³ air laut

3. Kelompok elemen kimia jarang (Trace Elements)

Elemen jarang atau "*Trace Element*". Kelompok elemen yang ini terdapat di laut dalam dan mempunyai kadar yang sangat kecil sekali dibandingkan dengan

kelompok yang lain diatas. Kadar elemen kimia jarang ini mempunyai nilai antara 67.18 μg sampai 0,024 μg dalam 1 liter air laut.

Nama-nama elemen Jarang Utama Yaitu:

- Yod (I) 280 ton/mil³ air laut
- Barium (Ba) 140 ton/mil³ air laut
- Besi (Fe) 47 ton/mil³ air laut

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. Untuk melihat beberapa ketetapan fisik air dapat dilihat pada tabel 1.

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: wikipedia.com/physical_properties_of_water

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.

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, fluor, 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 fluor).

Tarikan atom oksigen pada elektron-elektron ikatan jauh lebih kuat daripada 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.

2.3 Sel Elektrolisis

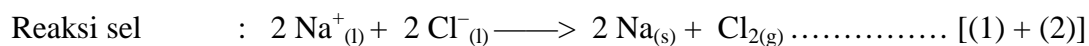
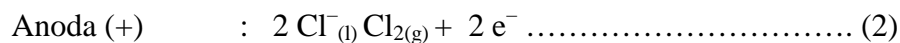
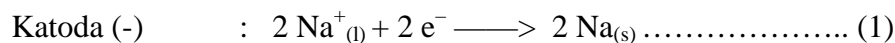
Sel Elektrolisis adalah sel yang menggunakan arus listrik untuk menghasilkan reaksi redoks yang diinginkan dan digunakan secara luas di dalam masyarakat kita. Baterai aki yang dapat diisi ulang merupakan salah satu contoh aplikasi sel elektrolisis dalam kehidupan sehari-hari. Baterai aki yang sedang diisi kembali (*recharge*) mengubah energi listrik yang diberikan menjadi produk berupa bahan kimia yang diinginkan. Air, 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 : $2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow 2 \text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$

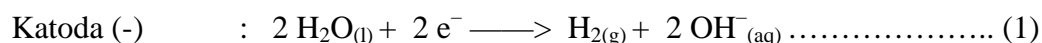
Rangkaian sel elektrolisis hampir menyerupai sel volta. Yang membedakan sel elektrolisis dari sel volta adalah, pada sel elektrolisis, komponen voltmeter diganti dengan sumber arus (umumnya baterai). Larutan atau lelehan yang ingin dielektrolisis, ditempatkan dalam suatu wadah. Selanjutnya, elektroda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

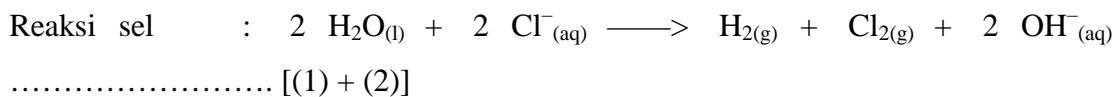
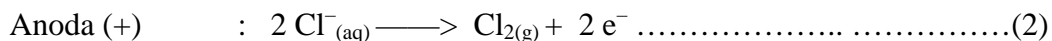
dalam larutan maupun lelehan elektrolit yang ingin dielektrolisis. Elektroda yang digunakan umumnya merupakan elektroda inert, seperti Grafit (C), Platina (Pt), dan Emas (Au). Elektroda berperan sebagai tempat berlangsungnya reaksi. Reaksi reduksi berlangsung di katoda, sedangkan reaksi oksidasi berlangsung 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.

Ada dua tipe elektrolisis, yaitu elektrolisis lelehan (leburan) dan elektrolisis larutan. Pada proses elektrolisis lelehan, kation pasti tereduksi di katoda dan anion pasti teroksidasi di anoda. Sebagai contoh, berikut ini adalah reaksi elektrolisis lelehan garam NaCl (yang dikenal dengan istilah sel Downs) :



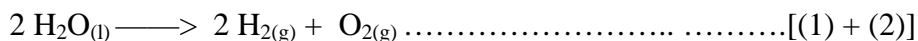
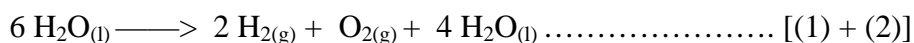
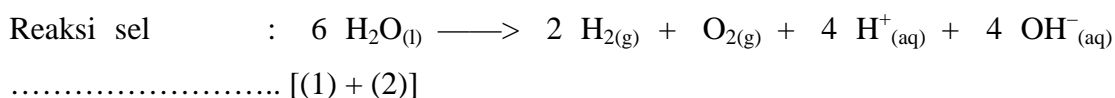
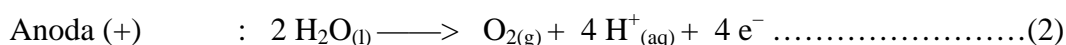
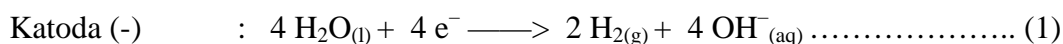
Reaksi elektrolisis lelehan garam NaCl menghasilkan endapan logam natrium di katoda dan gelembung gas Cl₂ di anoda. Pada katoda, terjadi persaingan antara air dengan ion Na⁺. Berdasarkan Tabel Potensial Standar Reduksi, air memiliki E^o_{red} yang lebih besar dibandingkan ion Na⁺. Ini berarti, air lebih mudah tereduksi dibandingkan ion Na⁺. Oleh sebab itu, spesi yang bereaksi di katoda adalah air. Sementara, berdasarkan Tabel Potensial Standar Reduksi, nilai E^o_{red} ion Cl⁻ dan air hampir sama. Oleh karena oksidasi air memerlukan potensial tambahan (*overvoltage*), maka oksidasi ion Cl⁻ lebih mudah dibandingkan oksidasi air. Oleh sebab itu, spesi yang bereaksi di anoda adalah ion Cl⁻. Dengan demikian, reaksi yang terjadi pada elektrolisis larutan garam NaCl adalah sebagai berikut :





Reaksi elektrolisis larutan garam NaCl menghasilkan gelembung gas H₂ dan ion OH⁻ (basa) di katoda serta gelembung gas Cl₂ 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.

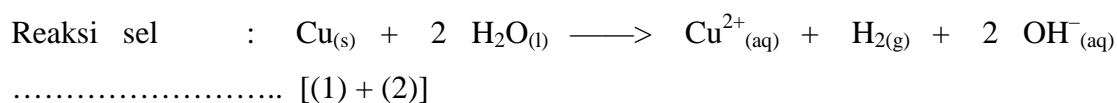
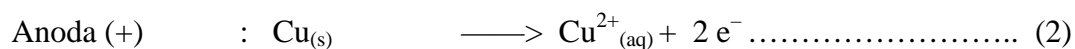
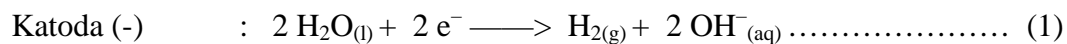
Selanjutnya juga pada elektrolisis larutan Na₂SO₄. Pada katoda, terjadi persaingan antara air dan ion Na⁺. Berdasarkan nilai E^o_{red}, maka air yang akan tereduksi di katoda. Di lain sisi, terjadi persaingan antara ion SO₄²⁻ dengan air di anoda. Oleh karena bilangan oksidasi S pada SO₄²⁻ telah mencapai keadaan maksimumnya, yaitu +6, maka spesi SO₄²⁻ tidak dapat mengalami oksidasi. Akibatnya, spesi air yang akan teroksidasi di anoda. Reaksi yang terjadi adalah sebagai berikut :



Dengan demikian, baik ion Na⁺ maupun SO₄²⁻, tidak bereaksi. Yang terjadi justru adalah peristiwa elektrolisis air menjadi unsur-unsur pembentuknya. Hal yang serupa juga ditemukan pada proses elektrolisis larutan Mg(NO₃)₂ dan K₂SO₄.

Bagaimana halnya jika elektrolisis lelehan maupun larutan menggunakan elektroda yang tidak inert, seperti Ni, Fe, dan Zn, Ternyata, elektroda yang tidak

inert hanya dapat bereaksi di anoda, sehingga produk yang dihasilkan di anoda adalah ion elektroda yang larut (*sebab logam yang tidak inert mudah teroksidasi*). Sementara, jenis elektroda tidak mempengaruhi produk yang dihasilkan di katoda. Sebagai contoh, berikut adalah proses elektrolisis larutan garam NaCl dengan menggunakan elektroda Cu :



Dari penjelasan di tersebut, kita dapat menarik beberapa kesimpulan yang berkaitan dengan reaksi elektrolisis :

1. Baik elektrolisis lelehan maupun larutan, elektroda *inert* tidak akan bereaksi; elektroda tidak inert hanya dapat bereaksi di anoda
2. Pada elektrolisis lelehan, kation pasti bereaksi di katoda dan anion pasti bereaksi di anoda
3. Pada elektrolisis larutan, bila larutan mengandung ion alkali, alkali tanah, ion aluminium, maupun ion mangan (II), maka air yang mengalami reduksi di katoda
4. Pada elektrolisis larutan, bila larutan mengandung ion sulfat, nitrat, dan ion sisa asam oksida, maka air yang mengalami oksidasi di anoda

Salah satu aplikasi sel elektrolisis adalah pada proses yang disebut penyepuhan. Dalam proses penyepuhan, logam yang lebih mahal dilapiskan (diendapkan sebagai lapisan tipis) pada permukaan logam yang lebih murah dengan cara elektrolisis. Baterai umumnya digunakan sebagai sumber listrik selama proses penyepuhan berlangsung. Logam yang ingin disepuh berfungsi sebagai katoda dan lempeng perak (logam pelapis) yang merupakan logam penyepuh berfungsi sebagai anoda. Larutan elektrolit yang digunakan harus mengandung spesi ion logam yang sama dengan logam penyepuh (dalam hal ini, ion perak). Pada proses elektrolisis, lempeng perak di anoda akan teroksidasi dan larut menjadi ion perak. Ion perak

tersebut kemudian akan diendapkan sebagai lapisan tipis pada permukaan katoda. Metode ini relatif mudah dan tanpa biaya yang mahal, sehingga banyak digunakan pada industri perabot rumah tangga dan peralatan dapur.

Setelah kita mempelajari aspek kualitatif reaksi elektrolisis, kini kita akan melanjutkan dengan aspek kuantitatif sel elektrolisis. Seperti yang telah disebutkan di awal, tujuan utama elektrolisis adalah untuk mengendapkan logam dan mengumpulkan gas dari larutan yang dielektrolisis. Kita dapat menentukan kuantitas produk yang terbentuk melalui konsep mol dan stoikiometri.

Satuan yang sering ditemukan dalam aspek kuantitatif sel elektrolisis adalah Faraday (F). Faraday didefinisikan sebagai muatan (dalam Coulomb) mol elektron. Satu Faraday ekuivalen dengan satu mol elektron. Demikian halnya, setengah Faraday ekuivalen dengan setengah mol elektron. Sebagaimana yang telah kita ketahui, setiap satu mol partikel mengandung $6,02 \times 10^{23}$ partikel. Sementara setiap elektron mengemban muatan sebesar $1,6 \times 10^{-19}$ C. Dengan demikian :

1 Faraday = 1 mol elektron = $6,02 \times 10^{23}$ partikel elektron $\times 1,6 \times 10^{-19}$ C/partikel elektron
 1 Faraday = 96320 C (sering dibulatkan menjadi 96500 C untuk mempermudah perhitungan)

Hubungan antara Faraday dan Coulomb dapat dinyatakan dalam persamaan berikut :

$$\mathbf{Faraday = Coulomb / 96500}$$

$$\mathbf{Coulomb = Faraday \times 96500}$$

Coulomb adalah satuan muatan listrik. Coulomb dapat diperoleh melalui perkalian arus listrik (Ampere) dengan waktu (detik). Persamaan yang menunjukkan hubungan Coulomb, Ampere, dan detik adalah sebagai berikut :

$$\mathbf{Coulomb = Ampere \times Detik}$$

$$\mathbf{Q = I \times t}$$

Dengan demikian, hubungan antara Faraday, Ampere, dan detik adalah sebagai berikut :

$$\mathbf{Faraday = (Ampere \times Detik) / 96500}$$

$$\mathbf{Faraday = (I \times t) / 96500}$$

Dengan mengetahui besarnya Faraday pada reaksi elektrolisis, maka mol elektron yang dibutuhkan pada reaksi elektrolisis dapat ditentukan. Selanjutnya,

dengan memanfaatkan koefisien reaksi pada masing-masing *setengah reaksi* di katoda dan anoda, kuantitas produk elektrolisis dapat ditemukan. (Phillip, 2006)

2.4 Elektrolit

Elektrolit adalah suatu zat terlarut atau terurai ke dalam bentuk ion-ion dan selanjutnya larutan menjadi konduktor elektrik. Umumnya, air adalah pelarut (*solvent*) 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.

Natrium Klorida

Sodium Chlorida atau Natrium Klorida (NaCl) yang dikenal sebagai garam adalah zat yang memiliki tingkat osmotik yang tinggi. Zat ini pada proses perlakuan penyimpanan benih recalsitran berkedudukan sebagai medium inhibitor yang fungsinya menghambat proses metabolisme benih sehingga perkecambahan pada benih recalsitran dapat terhambat. Dengan kemampuan tingkat osmotik yang tinggi ini maka apabila NaCl terlarut di dalam air maka air tersebut akan mempunyai nilai atau tingkat konsentrasi yang tinggi yang dapat mengimbibisi kandungan air (konsentrasi rendah)/low concentrate yang terdapat di dalam tubuh benih sehingga akan diperoleh keseimbangan kadar air pada benih tersebut. Hal ini dapat terjadi karena H₂O akan berpindah dari konsentrasi yang rendah ke tempat yang memiliki konsentrasi yang tinggi. Hal ini merupakan hal yang sangat menguntungkan bagi benih recalsitran, karena sebagaimana kita ketahui benih recalsitran yaitu benih yang memiliki tingkat kadar air yang tinggi dan sangat peka terhadap penurunan kadar air yang rendah. Kadar air yang tinggi menyebabkan benih recalsitran selalu mengalami perkecambahan dan berjamur selama masa penyimpanan atau pengiriman ketempat tujuan. Namun dengan perlakuan konsentrasi sodium chlorida (NaCl) maka hal ini dapat teratasi

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 elektron oleh suatu zat. Berikut adalah tabel Nilai Potensial Reduksi Standar Beberapa Elektroda:

Tabel 2. 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 ⁻ ⇌	+0,80
NO ₃ ⁻ /NO	N ₂ O ₄ + 2H ₂ O + 2e ⁻ ⇌	+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 ⁻ ⇌	+1,33
Cl ₂ /Cl ⁻	2Cr ³⁺ + 7H ₂ O + 2e ⁻ ⇌	+1,36
PbO ₂ /Pb ²⁺	2Cl ⁻	+1,46
Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Au	+1,50
MnO ₄ ⁻ /Mn ²⁺	MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺ + 5e ⁻ ⇌	+1,51
HClO/CO ₂	Mn ²⁺ + 4H ₂ O	+1,63
PbO ₂ /PbSO ₄	2HClO + 2H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ Cl ₂	+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: Herman, Suyoto.2013. tabel harga potensial elektroda standar. Bandung : Perpustakaan

Cyber

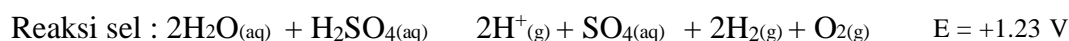
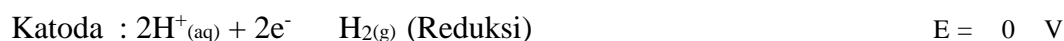
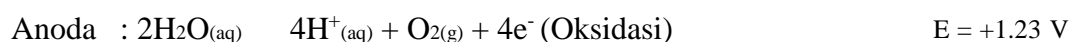
Dalam proses elektrolisis larutan NaCl pada kondisi normal, komponen yang ter elektrolisis adalah air yang menjadi gas hidrogen dan juga ion klor yang teroksidasi menjadi gas klorin. Sedangkan ion untuk Na^+ tidak tereduksi pada katoda dikarenakan harga potensial reduksinya lebih besar daripada air, sehingga yang terdekomposisi pada katoda adalah air, sebaliknya pada anoda, ion OH^- dan ion Cl^- memiliki harga potensial reduksi yang hampir sama, namun karena oksidasi air memerlukan potensial tambahan (*Overvoltage*) sehingga ion Cl^- lebih mudah teroksidasi.

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:

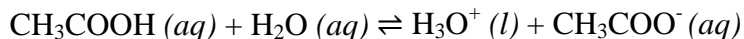


Pada reaksi elektrolisis menggunakan elektrolit H_2SO_4 , H^+ dari suatu asam akan direduksi menjadi gas hidrogen (H_2) sedangkan Ion sisa asam yang mengandung oksigen (SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} dll) tidak dioksidasi namun air (H_2O) yang dioksidasi. karena $E^\circ_{\text{oks}} \text{H}_2\text{O}$ lebih besar dari sisa asam yang mengandung oksigen.

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.

2.5 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

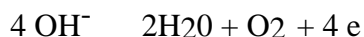
sehingga jumlah elektronnya berkurang atau bilangan oksidasinya bertambah.

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. Jika anionnya OH^- , maka reaksinya



3. Jika anionnya berupa halida (F^- , Cl^- , Br^-), maka reaksinya adalah

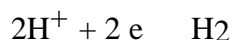


Pada katoda terjadi reaksi reduksi, yaitu kation (ion positif) ditarik oleh katoda dan menerima tambahan elektron, sehingga bilangan oksidasinya berkurang.

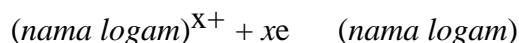
4. Jika kation merupakan logam golongan **IA (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)**, **IIA (Be, Mg, Cr, Sr, Ba, Ra)**, **Al**, dan **Mn**, maka reaksi yang terjadi adalah:



5. Jika kationnya berupa H^+ , maka reaksinya



6. Jika kation berupa logam lain maka reaksinya



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^+). Sesuai dengan persamaan.

- 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 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 indikator. Fungsi logam Pt adalah membangkitkan kecendrungan sistem tersebut dalam mengambil atau melepaskan elektron, sedangkan logam itu tidak ikut secara nyata dalam reaksi redoks. Salah satu contoh logam inert yang banyak digunakan dan relative lebih murah adalah baja tahan karat *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*. 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 sehingga suplai arus listrik dapat bekerja dengan baik. (*Blambang, 2011*)

2.6 Hidrogen

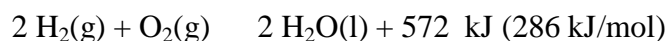
Hidrogen adalah unsur kimia pada tabel periodik yang memiliki simbol H dan nomor atom 1. Pada suhu dan tekanan standar, hidrogen tidak berwarna, tidak berbau, bersifat non-logam, bervalensi tunggal, dan

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 H_2 mempunyai kandungan energi per satuan berat tertinggi, dibandingkan dengan bahan bakar manapun (*Muliawati, 2008*)

Gas hidrogen sangat mudah terbakar dan akan terbakar pada konsentrasiserendah 4% H_2 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 temperature 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

2.6.1 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 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>,2016

2.7 Perhitungan Jumlah Produk

a. Perhitungan Secara Teoritis

Michael Faraday (1791-1867), selain mengembangkan metode elektrolisis, juga menerangkan hubungan kuantitatif antara jumlah arus listrik yang dilewatkan pada sel elektrolisis dengan jumlah zat yang dihasilkan pada elektroda.

Pada zaman Faraday, para ahli kimia memakai konsep berat ekuivalen dalam perhitungan stoikiometri. Berdasarkan kenyataan bahwa dalam pembentukan air setiap 1 gram hidrogen selalu bereaksi dengan 8 gram oksigen, maka berat ekuivalen (e) suatu unsure didefinisikan sebagai jumlah gram unsure tersebut yang tepat bereaksi dengan 1 gram hidrogen atau dengan 8 gram oksigen. Dengan sendirinya hidrogen memiliki harga $e = 1$ dan oksigen memiliki harga $e = 8$. Harga e dari unsure-unsur lain dapat ditentukan., sebagai conoh, alumunium sebanyak 9 gram dapat bereaksi dengan 8 gram oksigen untuk membentuk alumunium oksida, sehingga alumunium memiliki $e = 9$.

Perhitungan jumlah gas hasil Elektrolisis secara teoritis dengan menggunakan persamaan yang menggunakan persamaan Hukum Faraday terkait banyaknya jumlah massa unsure yang terikat oleh masing-masing elektroda, berikut merupakan isi persamaan faraday:

$$W = E \times F$$

$$E = \frac{\text{Ar atau Mr}}{n}$$

$$F = \frac{I \times t}{96500}$$

Sehingga,

$$W = \frac{\text{Ar} \times I \times t}{n \times 96500}$$

Keterangan:

W	=	Berat zat hasil elektrolisis (gr)
E	=	Massa ekuivalen zat elektrolisis
F	=	Jumlah arus listrik
Ar	=	Massa atom relatif (gr/mol)
Mr	=	Massa Molekul Relatif (gr/mol)
n	=	jumlah elektron yang terlibat
i	=	Arus (Ampere)
t	=	Waktu (S)
96500 Coulomb adalah konstanta Faraday		

Untuk mengenang jasa Michael Faraday, kini didefinisikan bahwa satu Faraday (1 F) adalah jumlah yang terdiri atas satu electron atau $6,0221367 \times 10^{23}$ buah electron. Karena muatan sebuah electron adalah $1,60217733 \times 10^{-19}$ Coulomb, maka listrik 1 Faraday setara dengan muatan sebesar $9,64853 \times 10^4$ Coulomb atau sering dibulatkan menjadi 96500 Coulomb/mol. (Phillip, 2006)

b. Perhitungan Hasil Penelitian

Perhitungan jumlah gas *Oxyhydrogen* yang di dapat dengan menggunakan hukum gas ideal:

$$PV = n R T$$

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

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)

Dalam mengitung Volume suatu gas yang sangat penting diketahui adalah tekanan dan temperature gas tersebut, menurut persamaan gas ideal dilihat bahwa volume gas sangat bergantung dengan kondisi suhu dan tekanannya. Namun apabila gas dalam keadaan STP (*Standar Temperature and Pressure*) yaitu temperature 0 °C dan tekanan 1 Atmosfir Volume gas akan berkisar antara 22,4 Liter pada setiap mol gas nya.