

## BAB II TINJAUAN PUSTAKA

### 2.1 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.

#### 2.1.1 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. Pada Tabel 1, dapat dilihat sifat fisik dari gas hidrogen.

Tabel 2.1. Sifat Fisik Gas Hidrogen

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

(Sumber; <http://id.wikipedia.org/wiki/Hidrogen,2017>)

#### 2.1.2 Produksi Hidrogen

Pengembangan teknologi produksi gas hidrogen terus mengalami peningkatan baik dari metode dan bahan bakunya. Berikut ini beberapa teknologi produksi gas hidrogen.

Tabel 2.2 Metode Produksi Hidrogen

Metode	Proses	Bahan Baku	Energi	Emisi
Thermal	Steam Reforming	Gas alam, hidrokarbon ringan	Steam bersuhu tinggi	Emisi gas rumah kaca
	Gasifikasi	Batubara, Hidrokarbon berat	Steam dan oksigen pada tekanan dan suhu tinggi	Emisi gas rumah kaca
	Autothermal Reformation (Oksidasi Parsial)	Gas Alam, Hidrokarbon ringan.	Steam yang dibangkitkan dengan panas proses eksoterm	Emisi gas rumah kaca
	Catalytic Reforming.	Naptha dari oil refining	Panas dari proses oil refining	Emisi gas rumah Kaca
	Pirolisis	Biomassa	Steam bersuhu tinggi	Emisi gas rumah Kaca
	Thermochemical Water Splitting	Air	Panas bersuhu Tinggi	Tidak ada emisi
Elektrokimia	Elektrolisis	Air	Listrik dari energi yang terbarukan	Tidak ada emisi
	Elektrolisis	Air	Listrik dari bahan bakar fosil	Emisi gas rumah kaca dan emisi lain dari bahan bakar fosil
	Thermal Catalytic Dry Reformation	Metana, air, gas landfill	Panas (dari energi matahari atau sumber panas lain)	Emisi gas rumah kaca (tergantung dari feedstok)
	Disosiasi Plasma	Biomassa, gas alam	Listrik (plasma discharge)	Tidak ada emisi
Byproduct Recovery	Recover H <sub>2</sub> dari berbagai proses	(Tidak ada umpan spesifik untuk produksi hidrogen)	Energi incremental untuk gas clean up dan compressi	Tidak ada emisi
Biologi	Photobiologi	Air dan alga	Sinar matahari	Tidak ada emisi
	Pencernaan anaerobik	Biomassa	Steam bertemperatur tinggi	Emisi gas rumah kaca dan emisi lain
	Fermentasi mikroorganisme	Biomassa	Steam bertemperatur tinggi	Emisi gas rumah kaca dan emisi lain

(Sumber : Sustainable Development Technology Canada. 2006, November. Renewable Fuel — Hydrogen, SD Business Case™. Canada Author )

## 2.2 Sel Elektrolisis

Elektrolisis adalah penguraian suatu elektrolit oleh arus listrik. Pada sel elektrolisis, reaksi kimia akan terjadi jika arus listrik dialirkan melalui larutan elektrolit, yaitu energi listrik (arus listrik) diubah menjadi energi kimia (reaksi redoks). Tiga ciri utama, yaitu:

1. Ada larutan elektrolit yang mengandung ion bebas. Ion-ion ini dapat memberikan atau menerima elektron sehingga elektron dapat mengalir melalui larutan.
2. Ada sumber arus listrik dari luar, seperti baterai yang mengalirkan arus listrik searah (DC).
3. Ada 2 elektroda dalam sel elektrolisis. Elektroda yang menerima elektron dari sumber arus listrik luar disebut Katoda, sedangkan elektroda yang mengalirkan elektron kembali ke sumber arus listrik luar disebut Anoda. Katoda adalah tempat terjadinya reaksi reduksi yang elektrodanya negatif (-) dan Anoda adalah tempat terjadinya reaksi oksidasi yang elektrodanya positif (+).

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

Faktor yang mempengaruhi elektrolisis antara lain adalah:

### 1. Penggunaan Katalisator

Misalnya  $H_2SO_4$  dan  $KOH$  berfungsi mempermudah proses penguraian air menjadi hidrogen dan oksigen karena ion-ion katalisator mampu mempengaruhi kestabilan molekul air menjadi menjadi ion  $H$  dan  $OH^-$  yang lebih mudah di elektrolisis karena terjadi penurunan energi pengaktifan.

### 2. Luas permukaan tercelup

Semakin banyak luas yang semakin banyak menyentuh elektrolit maka semakin mempermudah suatu elektrolit untuk mentransfer elektronnya. Sehingga terjadi hubungan sebanding jika luasan yang tercelup sedikit maka semakin mempersulit elektrolit untuk melepaskan electron dikarenakan

sedikitnya luas penampang penghantar yang menyentuh elektrolit. Sehingga transfer elektron bekerja lambat dalam mengelektrolisis elektrolit

### 3. 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 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.

### 4. 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 elektron dapat lebih cepat meng-elektrolisis elektrolit dan didapat ditarik garis lurus bahwa terjadi hubungan sebanding terhadap prosentase katalis dengan transfer elektron.

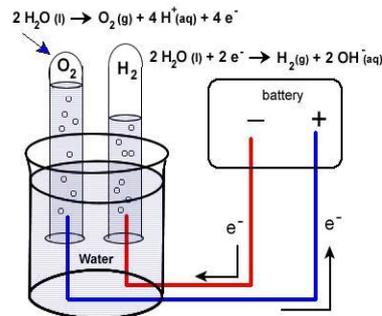
#### 2.2.1 Elektrolisis Air

Elektrolisis air adalah peristiwa penguraian senyawa air ( $H_2O$ ) menjadi oksigen ( $O_2$ ) dan hidrogen gas ( $H_2$ ) dengan menggunakan arus listrik yang melalui air tersebut. Pada katode, dua molekul air bereaksi dengan menangkap dua elektron, tereduksi menjadi gas  $H_2$  dan ion 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



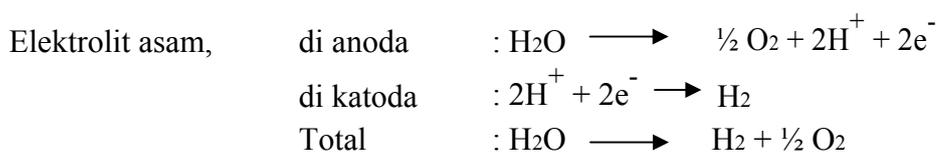
Gambar 2.1 Elektrolisis Air

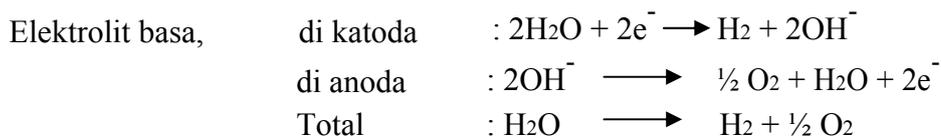
(Sumber : <http://smart-pustaka./2013/02/elektrolisis-air.html>)

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 ( $\text{H}_2\text{O}$ ) dapat dipisahkan ke dalam molekul diatomik hidrogen ( $\text{H}_2$ ) dan oksigen ( $\text{O}_2$ ).

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

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  $\text{H}_2$ , dan ion negatif akan bergerak menuju anoda untuk melepaskan elektron dan menghasilkan molekul ion  $\text{O}_2$ . 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.





### 2.2.2 Deret Volta

Deret elektrokimia atau deret volta adalah urutan logam-logam (ditambah hidrogen) berdasarkan kenaikan potensial elektrode standarnya. Umumnya deret volta yang sering dipakai adalah :



Gambar 2.2 Deret Volta

Pada Deret Volta, unsur logam dengan potensial elektrode lebih negatif ditempatkan di bagian kiri, sedangkan unsur dengan potensial elektrode yang lebih positif ditempatkan di bagian kanan.

Semakin ke kiri kedudukan suatu logam dalam deret tersebut, maka Logam semakin reaktif (semakin mudah melepas elektron) dan logam merupakan reduktor yang semakin kuat (semakin mudah mengalami oksidasi). Sebaliknya, semakin ke kanan kedudukan suatu logam dalam deret tersebut, maka Logam semakin kurang reaktif (semakin sulit melepas elektron) Logam merupakan oksidator yang semakin kuat (semakin mudah mengalami reduksi).

Salah satu metode untuk mencegah korosi antara lain dengan menghubungkan logam (misalnya besi) dengan logam yang letaknya lebih kiri dari logam tersebut dalam deret volta (misalnya magnesium) sehingga logam yang mempunyai potensial elektrode yang lebih negatif lah yang akan mengalami oksidasi. Metode pencegahan karat seperti ini disebut perlindungan katodik. Contoh lain dari perlindungan katodik adalah pipa besi, tiang telepon, dan berbagai barang lain yang dilapisi dengan zink, atau disebut Galvanisasi. Zink dapat melindungi besi dari korosi sekalipun lapisannya tidak utuh. Oleh karena potensial reduksi besi lebih positif daripada zink (posisinya dalam deret Volta lebih ke kanan), maka besi yang kontak dengan zink akan membentuk sel elektrokimia dengan besi sebagai katode. Dengan demikian besi terlindungi dan zink yang mengalami oksidasi. Larutan garam suatu logam yang berada di bagian

kiri dapat bereaksi dengan logam yang berada di bagian kanan. Contohnya larutan  $\text{FeCl}_3$  (*feri chloride*) boleh mengikis  $\text{Cu}$  (*copper* / tembaga).

Peralatan percobaan untuk menghasilkan listrik dengan memanfaatkan energi redoks spontan disebut sel galvanic atau sel volta, diambil dari nama ilmuwan Italia Luigi Galvani dan Alessandro Volta yang membuat versi awal dari alat ini. Sel volta adalah penataan bahan kimia dan penghantar listrik yang memberikan aliran elektron lewat rangkaian luar dari suatu zat kimia yang teroksidasi ke zat kimia yang direduksi. Suatu sel galvani menghasilkan listrik karena adanya perbedaan daya tarik dua elektroda terhadap elektron, sehingga elektron mengalir dari yang lemah ke yang kuat daya tariknya. Jika daya tarik itu disebut potensial elektroda, maka perbedaan potensial kedua elektroda disebut potensial sel atau daya gerak listrik (DGL) sel dalam satuan volt (V). Prinsip-prinsip sel volta :

1. Di dalam sel volta reaksi kimianya mengandung arus listrik, reaksi terjadi secara spontan
2. Terjadi perubahan dari energi kima menjadi energi listrik
3. Pada anoda, terjadi reaksi oksidasi dan bermuatan negatif (-)
4. Pada katode, terjadi reaksi reduksi dan bermuatan positif (+)
5. Elektron mengalir dari anoda menuju katoda

### **2.3 Larutan Elektrolit**

Elektrolit adalah suatu zat yang larut atau terurai ke dalam bentuk ion-ion dan selanjutnya larutan menjadi konduktor elektrik, ion-ion merupakan atom-atom bermuatan elektrik. Elektrolit bisa berupa air, asam, basa atau berupa senyawa kimia lainnya. Elektrolit merupakan senyawa yang berikatan ion dan kovalen polar.

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.

Tabel 2.3 Sifat Daya Hantar Listrik dalam Larutan

Jenis Larutan	Sifat dan Pengamatan lain	Contoh Senyawa	Reaksi Ionisasi
Elektrolit Kuat	- Terionisasi Sempurna		$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
	- Menghantarkan Arus listrik	$\text{NaCl}, \text{NaOH},$	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
Elektrolit Lemah	- Lampu menyala terang	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{HCl},$	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
	- Terdapat gelembung gas	dan $\text{KOH}$	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$
Elektrolit Lemah	- Terionisasi sebagian		$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COOH}^-$
	- Menghantarkan arus listrik	$\text{CH}_3\text{COOH}$	
Non Elektrolit	- Lampu menyala redup	$\text{N}_4\text{OH}, \text{HCN}$	$\text{HCN} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$
	- Terdapat gelembung gas	dan $\text{Al}(\text{OH})_3$	$\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{OH}^-$
Non Elektrolit	- Tidak Terionisasi		$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
	- Tidak menghantarkan arus Listrik	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
	- Lampu tidak menyala	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$
	- Tidak terdapat gelembung Gas	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

( Sumber : Hiskia Achmad , 2001 )

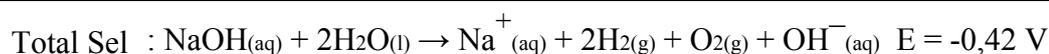
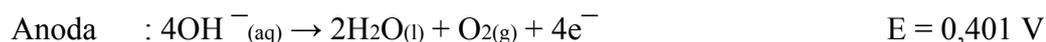
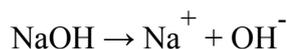
Berdasarkan daya hantarnya larutan elektrolit terbagi menjadi tiga, yaitu :

#### a. Larutan elektrolit kuat

Larutan elektrolit kuat adalah larutan yang banyak menghasilkan ion – ion karena terurai sempurna, maka harga derajat ionisasi ( $\alpha$ ) = 1. 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%.

Secara umum asam kuat seperti asam sulfat, asam nitrat, asam klorida, dan basa kuat seperti kalium hidroksida dan garam adalah elektrolit kuat. Sebagai contoh:

a. Elektrolisis larutan  $\text{NaOH}$  dengan elektroda Pt, reaksinya:

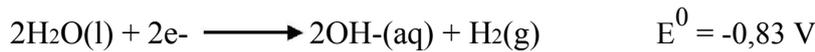


b. Elektrolisis larutan KOH dengan elektroda Pt, reaksinya:

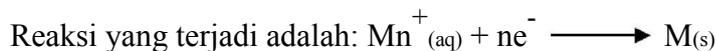
**Reaksi pada Katode (reduksi terhadap kation)**

1. Ion-ion logam alkali, alkali tanah,  $Al^{3+}$ , dan ion-ion logam yang memiliki  $E^0$  lebih kecil dari -0,83 volt tidak direduksi dari larutan. Spesies yang direduksi adalah pelarut (air) dan terbentuklah gas hidrogen ( $H_2$ ).

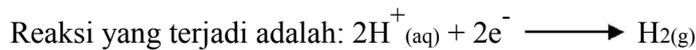
Reaksi yang terjadi adalah:



2. Ion-ion logam yang memiliki  $E^0$  lebih besar dari -0,83 volt direduksi menjadi logam yang diendapkan pada permukaan katode.



3. Ion  $H^+$  dari asam akan direduksi menjadi gas hidrogen ( $H_2$ ).



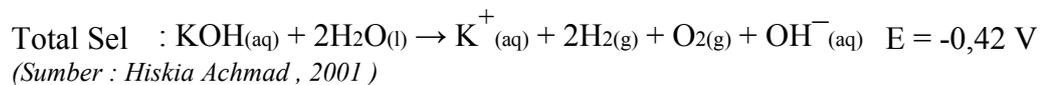
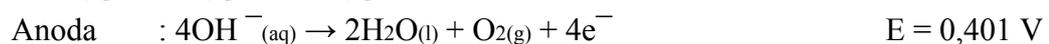
4. Jika yang dielektrolisis adalah leburan (cairan) elektrolit tanpa ada air, maka kation akan mengalami reduksi sehingga diperoleh logam yang diendapkan pada permukaan katode.



**Reaksi pada Anode (oksidasi terhadap anion)**

Reaksi yang terjadi pada anode tergantung pada jenis elektrode yang digunakan.

Sehingga reaksi pada katoda dan anoda untuk Larutan KOH menjadi :



Contoh dari Larutan Elektrolit Kuat, yaitu :

**Larutan KOH**

KOH merupakan senyawa basa, jika dilarutkan ke dalam air maka akan membentuk larutan KOH. KOH tersebut akan menjadi katalisator yang berfungsi untuk mempermudah pemutusan ikatan gas hidrogen dan oksigen dalam air. Semakin besar konsentrasi larutan KOH ketika dielektrolisis, diduga semakin besar

pula peluang untuk menghasilkan gas hidrogen dan oksigen dalam jumlah banyak. Begitu pula pengaruh arus yang diberikan semakin banyak gelembung-gelembung yang muncul dari permukaan katoda. Gelembung-gelembung tersebut diduga merupakan proses pemutusan ikatan antara H<sub>2</sub> dan O<sub>2</sub> di dalam senyawa air sehingga H<sub>2</sub> dan O<sub>2</sub> semakin banyak. (Marwan Putra, 2010)

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 berikut :



#### **b. Larutan elektrolit lemah**

Larutan elektrolit lemah adalah larutan yang daya hantar listriknya lemah dengan harga derajat ionisasi sebesar  $0 < \alpha < 1$ . Larutan elektrolit lemah mengandung zat yang hanya sebagian kecil menjadi ion – ion ketika larut dalam air. Yang tergolong elektrolit lemah adalah:

1. Asam–asam lemah
2. Garam–garam yang sukar larut
3. Basa–basa lemah

Adapun larutan elektrolit yang tidak memberikan gejala lampu menyala, tetapi menimbulkan gas termasuk ke dalam larutan elektrolit lemah. Contohnya adalah larutan ammonia, larutan cuka dan larutan H<sub>2</sub>S.

#### **c. Larutan non elektrolit**

Larutan non elektrolit adalah larutan yang tidak dapat menghantarkan arus listrik karena zat terlarutnya di dalam pelarut tidak dapat menghasilkan ion–ion. Yang tergolong jenis larutan ini adalah larutan urea, larutan sukrosa, larutan glukosa, alkohol dan lain–lain.

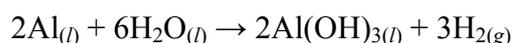
## 2.4 Elektroda

Elektroda adalah konduktor yang digunakan untuk bersentuhan dengan bagian atau media non-logam dari sebuah sirkuit (misal semikonduktor, elektrolit atau vakum). Ungkapan kata ini diciptakan oleh ilmuwan Michael Faraday dari bahasa Yunani elektron (berarti amber, dan hodos sebuah cara).

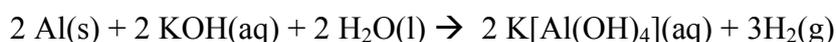
Elektroda adalah suatu sistem dua fase yang terdiri dari sebuah penghantar elektrolit (misalnya logam) dan sebuah penghantar ionik (larutan) (Rivai,1995). Elektroda positif (+) disebut anoda sedangkan elektroda negatif (-) adalah katoda (Svehla,1985). Reaksi kimia yang terjadi pada elektroda selama terjadinya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

## 2.5 Aluminium

Aluminium termasuk unsur yang banyak terdapat di kulit bumi. Umumnya aluminium ditemukan bergabung dengan silikon dan oksigen, seperti dalam aluminosilikat, yang terdapat dalam karang sebagai granit dan tanah liat. 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 ketika bereaksi air seperti berikut.



Reaksi yang mirip terjadi jika basa kuat seperti KOH (aq) ditambahkan pada larutan garam Al. Aluminium melarutkan soda KOH dengan membebaskan gas hydrogen dan terbentuk aluminat larutan.



Produksi hidrogen dengan kaleng aluminium bekas akan menghemat sumber daya alam dan mengurangi emisi gas rumah kaca. Reaksi aluminium dengan basa menghasilkan gas hidrogen. Aluminium oksida juga dapat menunjukkan sifat asamnya, dapat dilihat dalam reaksi dengan basa seperti larutan kalium hidroksida. Berbagai aluminat dapat terbentuk senyawa dimana aluminium ditemukan dalam ion negatif. Hal ini mungkin karena aluminium memiliki

kemampuan untuk membentuk ikatan kovalen dengan oksigen. Pada contoh kalium, perbedaan elektronegativitas antara kalium dan oksigen terlalu besar untuk membentuk ikatan selain ikatan ionik. Tetapi elektronegativitas meningkat dalam satu periode, sehingga perbedaan elektronegativitas antara aluminium dan oksigen lebih kecil. Hal ini menyebabkan terbentuknya ikatan kovalen diantara keduanya.

Faktor-faktor yang mempercepat korosi logam

1. Larutan Garam Elektrolit (asam atau garam)

Merupakan media yang baik untuk melangsungkan transfer muatan. Hal itu mengakibatkan elektron lebih mudah untuk dapat diikat oleh oksigen di udara. Air hujan banyak mengandung asam, dan air laut banyak mengandung garam, maka air hujan dan air laut merupakan faktor yang dapat mempercepat korosi. Proses ini disebabkan oleh kenaikan konduktivitas larutan garam dimana larutan garam lebih konduktif sehingga menyebabkan laju korosi juga akan lebih tinggi. Sedangkan pada kondisi kelautan garam dapat mempercepat laju korosi logam karena larutan garamnya lebih konduktif. Konsentrasi elektrolit yang besar dapat meningkatkan laju aliran elektron sehingga laju korosi meningkat.

2. Permukaan logam yang tidak rata

Permukaan logam yang tidak rata memudahkan terjadinya kutub-kutub muatan, yang akhirnya akan berperan sebagai anode dan katode. Permukaan logam yang licin dan bersih akan menyebabkan korosi sukar terjadi, sebab sukar terjadi kutub-kutub yang akan bertindak sebagai anode dan katode. Permukaan logam yang lebih kasar akan menimbulkan beda potensial dan memiliki kecenderungan untuk menjadi anode yang terkorosi. Korosi akan sangat cepat terjadi pada logam yang potensialnya rendah.

3. Pengaruh Logam lain

Bila dua logam yang berbeda potensial bersinggungan dan terjadi pada lingkungan berair atau lembap maka akan dapat terjadi sel elektrokimia secara langsung, sehingga logam yang potensialnya rendah akan segera melepas elektron (oksidasi) bila bersentuhan dengan logam yang potensialnya lebih tinggi dan akan mengalami oksidasi oleh  $O_2$  dari udara.

#### 4. Bakteri

Tipe bakteri tertentu dapat mempercepat korosi, karena mereka akan menghasilkan karbon dioksida ( $\text{CO}_2$ ) dan hidrogen sulfida ( $\text{H}_2\text{S}$ ), selama masa putaran hidupnya.  $\text{CO}_2$  akan menurunkan pH secara berarti sehingga menaikkan kecepatan korosi.  $\text{H}_2\text{S}$  dan besi sulfida ( $\text{Fe}_2\text{S}_2$ ) hasil reduksi sulfat ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) oleh bakteri pereduksi sulfat pada kondisi anaerob, dapat mempercepat korosi bila sulfat ada di dalam air. Zat-zat ini dapat menaikkan kecepatan korosi. Jika terjadi korosi logam besi maka hal ini dapat mendorong bakteri besi (iron bacteria) untuk berkembang, karena mereka senang dengan air yang mengandung besi

#### 5. Temperatur

Temperatur mempengaruhi kecepatan reaksi redoks pada peristiwa korosi. Secara umum, semakin tinggi temperatur maka semakin cepat terjadinya korosi. Hal ini disebabkan dengan meningkatnya temperatur maka meningkat pula energi kinetik partikel sehingga kemungkinan terjadinya tumbukan efektif pada reaksi redoks semakin besar efek korosi yang disebabkan oleh pengaruh temperatur dapat dilihat pada perkakas-perkakas atau mesin-mesin yang dalam pemakaiannya menimbulkan panas akibat gesekan (seperti *cutting tools*) atau dikenai panas secara langsung (seperti mesin kendaraan bermotor).

#### 6. pH

Peristiwa korosi pada kondisi asam, yakni pada kondisi  $\text{pH} < 7$  semakin besar, karena adanya reaksi reduksi tambahan yang berlangsung pada katode. Adanya reaksi reduksi tambahan pada katode menyebabkan lebih banyak atom logam yang teroksidasi sehingga laju korosi pada permukaan logam semakin besar.

### 2.6 Regenerasi

Regenerasi berasal dari dua kata, yaitu re yang berarti kembali dan generasi berarti angkatan. Jadi secara harfiah regenerasi adalah angkatan kembali. Dalam bahasa Inggris, *regeneration* berarti kelahiran kembali atau pembaharuan kembali (Dina, Muhammad. 2011). Regenerasi bertujuan mengembalikan suatu zat ke keadaan semula untuk kembali memperoleh kinerja yang tinggi.

Konsentrasi adalah kuantitas relatif suatu zat tertentu di dalam larutan. Konsentrasi larutan menyatakan banyaknya zat terlarut yang terdapat dalam suatu pelarut atau larutan. Suatu larutan akan jenuh jika partikel-partikelnya habis bereaksi dengan pereaksi. Namun, jika larutan yang mengandung lebih banyak solute daripada yang diperlukan. Sehingga larutan tidak dapat lagi melarutkan zat terlarut dan membentuk endapan (Wisanggeni, Adi. 2013). Agar larutan dapat bereaksi lagi, maka larutan harus diganti atau dapat di regenerasi.

Pada penelitian ini, dilakukan proses regenerasi larutan elektrolit KOH yang telah mengalami penurunan konsentrasi. Proses regenerasi tersebut dilakukan dengan cara make up/ penambahan kembali bahan baku KOH kedalam larutan sisa proses elektrolisis.

Metode pengukuran konsentrasi larutan dapat dilakukan dengan indikasi pH menggunakan pH meter dan metode titrasi asam basa.

#### 1. pH

KOH bersifat basa kuat dengan nilai pH >10, sehingga pH KOH akan mengalami penurunan akibat pengkorosian aluminium. Hubungan pH dengan konsentrasi adalah sebagai berikut :



$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{sehingga } \text{pK}_w = \text{pH} + \text{pOH}$$

(Sumber : Erlangga, 2015. Modul Pembelajaran Kimia SMA)

#### 2. Titrasi asam basa

Titrasi adalah suatu metode analisis kuantitatif untuk menentukan kadar atau volume suatu larutan. Dalam titrasi, zat yang akan ditentukan konsentrasinya dititrasi oleh larutan yang konsentrasinya diketahui dengan tepat dan disertai penambahan indikator. Titrasi dihentikan tepat saat indikator menunjukkan perubahan warna. Perubahan warna tersebut terjadi karena telah mendekati titik ekuivalen atau kondisi larutan asam bereaksi dengan larutan basa. Untuk titrasi larutan basa kuat digunakan titran berupa asam kuat seperti HCl dan indikator Fenol Ftalein. (Putri, Dewita, 2014).

## 2.7 Pendekatan Perhitungan

### 2.7.1 Teori Hukum I Faraday

Hukum I Faraday menyatakan bahwa Massa zat yang dihasilkan pada suatu elektrode selama proses elektrolisis berbanding lurus dengan muatan listrik yang digunakan. Besarnya muatan listrik yang terjadi dalam sel merupakan hasil kali antara kuat arus yang dialirkan dengan lamanya waktu elektrolisis. Pernyataan ini merupakan prinsip dasar Hukum Faraday yang dapat dijelaskan sebagai berikut :

1. Dalam sel Elektrokimia, massa yang diendapkan pada suatu elektroda sebanding dengan besarnya muatan listrik ( aliran elektron ) yang terlibat dalam suatu sel.
2. Massa ekuivalen zat yang diendapkan pada elektrode akan setara dengan muatan listrik yang dialirkan ke dalam sel

Secara Aljabar Hukum I faraday dapat di formulasikan sebagai berikut :

$$w = \frac{e i t}{F} \quad (\text{Kimia SMA, 2009})$$

Dimana :

W = massa zat, gram

E = massa ekuivalen /(M/ valensi)

i = kuat arus ( ampere )

t = waktu ( detik )

F = Tetapan Faraday ( 96500 Coulomb )

Muatan 1 mol elektron sama dengan  $6.02 \times 10^{23} \times 1.6021 \times 10^{-19}$  atau sama dengan 96500 Coulomb. Dimana, muatan listrik sebesar 96500 Coulomb disebut faraday.

### 2.7.2 Hukum Gas Ideal

Gas ideal adalah gas teoritis yang terdiri dari partikel-partikel titik yang bergerak secara acak dan tidak saling berinteraksi. Konsep gas ideal sangat berguna karena memenuhi hukum gas ideal, sebuah persamaan keadaan yang disederhanakan, sehingga dapat dianalisis dengan mekanika statistika.

Pada kondisi normal seperti temperatur dan tekanan standar, kebanyakan gas nyata berperilaku seperti gas ideal. Banyak gas seperti nitrogen, oksigen, hidrogen, gas mulia dan karbon dioksida dapat diperlakukan seperti gas ideal

dengan perbedaan yang masih dapat ditolerir. Secara umum, gas berperilaku seperti gas ideal pada temperatur tinggi dan tekanan rendah, karena kerja yang melawan gaya intermolekuler menjadi jauh lebih kecil bila dibandingkan dengan energi kinetik partikel, dan ukuran molekul juga menjadi jauh lebih kecil bila dibandingkan dengan ruangan kosong antar molekul.

Model gas ideal tak dapat dipakai pada suhu rendah atau tekanan tinggi, karena gaya intermolekuler dan ukuran molekul menjadi penting. Model gas ideal juga tak dapat dipakai pada gas-gas berat seperti refrigeran atau gas dengan gaya intermolekuler kuat, seperti uap air. Pada beberapa titik ketika suhu rendah dan tekanan tinggi, gas nyata akan menjalani fase transisi menjadi liquid atau solid. Model gas ideal tidak dapat menjelaskan atau memperbolehkan fase transisi. Hal ini dapat dijelaskan dengan persamaan keadaan yang lebih kompleks. Pada Gas Ideal formula dapat dijelaskan sebagai berikut :

$$PV = nRT$$

(Sumber: Hougen, 1960. Halaman 47)

Menjadi ;

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Dimana :

P = Tekanan Tabung Penampung Gas (atm)

V = Volume Tabung Penampung Gas (Liter)

n = Mol gas H<sub>2</sub>

R = Konstanta Gas 0,082 L·atm·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>

T = Suhu (K)

### 2.7.3 Penentuan Massa KOH untuk Regenerasi

Massa KOH dapat dihitung dengan persamaan berikut:

$$gr = M.V.BM$$

(Sumber: Kimia Analisis Dasar, 2014, POLSRI)

Dimana:

gr = Massa zat (gr)

M = Molaritas zat (mol/L)

V = Volume zat (Liter)

BM = Berat molekul zat (gr/mol)