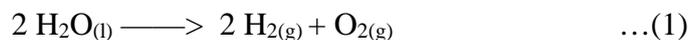


## BAB II TINJAUAN PUSTAKA

### 2.1 Sel Elektrolisis

Elektrolisis adalah peristiwa penguraian elektrolit dalam sel elektrolisis oleh arus listrik. Dalam sel volta/galvani, reaksi oksidasi reduksi berlangsung dengan spontan, dan energi kimia yang menyertai reaksi kimia diubah menjadi energi listrik. Sedangkan elektrolisis merupakan reaksi kebalikan dari sel volta/galvani yang potensial selnya negatif.

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<sub>2</sub>O, 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 antara lain adalah:**

#### **a. Penggunaan Katalisator**

Misalnya  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dan  $\text{KOH}$  berfungsi mempermudah proses penguraian air menjadi hidrogen dan oksigen karena ion-ion katalisator mampu mempengaruhi kesetabilan molekul air menjadi menjadi ion  $\text{H}$  dan  $\text{OH}^-$  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  $\text{KOH}$ . Karena asam sulfat melepaskan  $\text{H}^+$  yang memudahkan membentuk gas hidrogen. Sedangkan  $\text{KOH}$  melepaskan  $\text{OH}^-$  yang menghambat pembentukan gas hidrogen.

#### **b. Luas permukaan tercelup**

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

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.

## 2.2 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 hidroksida ( $OH^-$ ). Sementara itu pada anode, dua molekul air lain terurai menjadi gas oksigen ( $O_2$ ), melepaskan 4 ion  $H^+$  serta mengalirkan elektron ke katode. Ion  $H^+$  dan  $OH^-$  mengalami netralisasi sehingga terbentuk kembali beberapa molekul air.

Faktor yang mempengaruhi elektrolisis air :

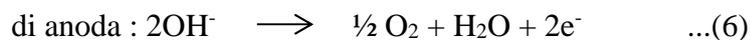
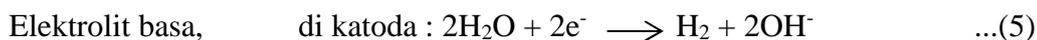
- a. Kualitas Elektrolit
- b. Suhu
- c. Tekanan
- d. Resistansi Elektrolit
- e. Material dari elektroda
- f. Material pemisah

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 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<sub>2</sub>, dan ion negatif akan bergerak menuju anoda untuk melepaskan elektron dan menghasilkan molekul ion O<sub>2</sub>. 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<sub>2</sub>O) dapat dipisahkan ke dalam molekul diatomik hidrogen (H<sub>2</sub>) dan oksigen (O<sub>2</sub>).

### 2.3 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. Terdapat 1,4 triliun kilometer kubik (330 juta mil<sup>3</sup>) tersedia di Bumi. Air adalah substansi kimia dengan rumus kimia H<sub>2</sub>O, 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.

Tabel 1. Ketetapan Fisik Air

| Paraneter  | 0°C                     | 20°C                   | 50°C                  | 100°C                 |
|--|-------------------------|------------------------|-----------------------|-----------------------|
| Massa jenis (g/cm <sup>3</sup> )                               | 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 <sup>-1</sup> s <sup>-1</sup> °C) | $1.39 \times 10^{-3}$   | $1.40 \times 10^{-3}$  | $1.52 \times 10^{-3}$ | $1.63 \times 10^{-3}$ |
| Tegangan permukaan (dyne/cm)                                   | 75.64                   | 72.75                  | 67.91                 | 58.8                  |
| Laju viskositas (g/cm•s)                                       | $178.34 \times 10^{-4}$ | $100.9 \times 10^{-4}$ | $54.9 \times 10^{-4}$ | $28.4 \times 10^{-4}$ |
| Tetapan dielektrik   | 87.825                  | 80.8                   | 69.725                | 55.355                |

## 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 (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.

Tabel 2. Nilai Potensial Reduksi Standar Beberapa Elektroda

| Kopel (oks/red)  | Reaksi katoda (reduksi)  | E°, Potensial reduksi, volt<br>(elektroda hidrogen standar = 0) |
|--|--|---|
| Li <sup>+</sup> /Li  | Li <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ⇌ Li  | -3,04   |
| K <sup>+</sup> /K  | K <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ⇌ K  | -2,92   |
| Ca <sup>2+</sup> /Ca   | Ca <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Ca  | -2,87   |
| Na <sup>+</sup> /Na  | Na <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ⇌ Na  | -2,71   |
| Mg <sup>2+</sup> /Mg   | Mg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Mg  | -2,37   |
| Al <sup>3+</sup> /Al   | Al <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> ⇌ Al  | -1,66   |
| Zn <sup>2+</sup> /Zn   | Zn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Zn  | -0,76   |
| Fe <sup>2+</sup> /Fe   | Fe <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Fe  | -0,44   |
| PbSO <sub>4</sub> /Pb  | PbSO <sub>4</sub> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Pb + 2SO <sub>4</sub>  | -0,36   |
| Co <sup>2+</sup> /Co   | Co <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Co  | -0,28   |
| Ni <sup>2+</sup> /Ni   | Ni <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Ni  | -0,25   |
| Sn <sup>2+</sup> /Sn   | Sn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Sn  | -0,14   |
| Pb <sup>2+</sup> /Pb   | Pb <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Pb  | -0,13   |
| D <sup>+</sup> /D <sub>2</sub>                                 | 2D <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ D <sub>2</sub>   | -0,003  |
| H <sup>+</sup> /H <sub>2</sub>                                 | 2H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ H <sub>2</sub>   | 0,000   |
| Sn <sup>4+</sup> /Sn <sup>2+</sup>                             | Sn <sup>4+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Sn <sup>2+</sup>  | +0,15   |
| Cu <sup>2+</sup> /Cu   | Cu <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Cu  | +0,34   |
| I <sub>2</sub> /I <sup>-</sup>                                 | I <sub>2</sub> + 2e <sup>-</sup> ⇌ 2I <sup>-</sup>   | +0,54   |
| O <sub>2</sub> /H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>                  | O <sub>2</sub> + 2H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>   | +0,68   |
| Fe <sup>3+</sup> /Fe <sup>2+</sup>                             | Fe <sup>3+</sup> + e <sup>-</sup> ⇌ Fe <sup>2+</sup>   | +0,77   |
| Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> /Hg                              | Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ 2Hg  | +0,79   |
| Ag <sup>+</sup> /Ag  | Ag <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ⇌ Ag  | +0,80   |
| NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>    | 2NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 4H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> + 2H <sub>2</sub> O        | +0,80   |
| NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /NO                               | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 4H <sup>+</sup> + 3e <sup>-</sup> ⇌ NO + 2H <sub>2</sub> O                                    | +0,96   |
| Br <sub>2</sub> /Br <sup>-</sup>                               | Br <sub>2</sub> + 2e <sup>-</sup> ⇌ 2Br <sup>-</sup>   | +1,07   |
| O <sub>2</sub> /H <sub>2</sub> O                               | O <sub>2</sub> + 4H <sup>+</sup> + 4e <sup>-</sup> ⇌ 2H <sub>2</sub> O   | +1,23   |
| Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> /Cr <sup>3+</sup> | Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> + 14H <sup>+</sup> + 6e <sup>-</sup> ⇌ 2Cr <sup>3+</sup> + 7H <sub>2</sub> O    | +1,33   |
| Cl <sub>2</sub> /Cl <sup>-</sup>                               | Cl <sub>2</sub> + 2e <sup>-</sup> ⇌ 2Cl <sup>-</sup>   | +1,36   |
| PbO <sub>2</sub> /Pb <sup>2+</sup>                             | PbO <sub>2</sub> + 4H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Pb <sup>2+</sup> + H <sub>2</sub> O                                   | +1,46   |
| Au <sup>3+</sup> /Au   | Au <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> ⇌ Au  | +1,50   |
| MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> /Mn <sup>2+</sup>                | MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> + 8H <sup>+</sup> + 5e <sup>-</sup> ⇌ Mn <sup>2+</sup> + 4H <sub>2</sub> O                     | +1,51   |
| HClO/CO <sub>2</sub>   | 2HClO + 2H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Cl <sub>2</sub> + 2H <sub>2</sub> O  | +1,63   |
| PbO <sub>2</sub> /PbSO <sub>4</sub>                            | PbO <sub>2</sub> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + 4H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ PbSO <sub>4</sub> + 2H <sub>2</sub> O | +1,68   |
| H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> /H <sub>2</sub> O                | H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> + 2H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ 2H <sub>2</sub> O  | +1,78   |
| F <sub>2</sub> /F <sup>-</sup>                                 | F <sub>2</sub> + 2e <sup>-</sup> ⇌ 2F <sup>-</sup>   | +2,87   |

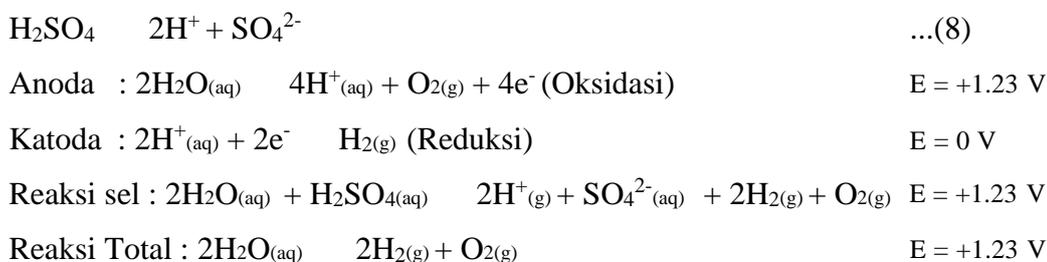
(sumber:<http://perpustakaancyber.blogspot.com/2013/07/tabel-harga-potensial-elektroda-standar.html>)

### 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  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}^+$  dari suatu asam akan direduksi menjadi gas hidrogen ( $\text{H}_2$ ) sedangkan Ion sisa asam yang mengandung oksigen ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  dll) tidak dioksidasi namun air ( $\text{H}_2\text{O}$ ) 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  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ), maka reaksinya  

$$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2 + 4\text{e}$$
2. Jika anionnya  $\text{OH}^-$ , 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
- $$X(\text{halida}) \rightarrow X(\text{halida})_2 + 2e$$

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
 
$$2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^-$$
2. Jika kationnya berupa  $H^+$ , maka reaksinya  $2H^+ + 2e \rightarrow H_2$
3. Jika kation berupa logam lain, maka reaksinya
 
$$(\text{nama logam})^{x+} + xe \rightarrow (\text{nama logam})$$

(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 ( $Ag^+$ ). 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  $x = Cl$ ).

#### 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 kecenderungan sistem tersebut dalam mengambil atau melepaskan elektron, sedangkan logam itu tidak ikut secara nyata dalam reaksi redoks.

### **2.5.2 Baja Tahan Karat**

Baja tahan karat atau lebih dikenal dengan *Stainless Steel* adalah senyawa besi yang mengandung setidaknya 10,5% kromium untuk mencegah proses korosi (pengkaratan logam). 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..

### **2.6 Gas Hidrogen**

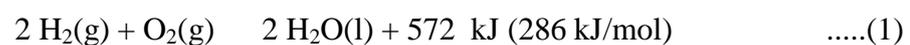
Hidrogen adalah unsur kimia pada tabel periodik yang memiliki simbol H dan nomor atom 1. Pada suhu dan tekanan standar, hidrogen tidak berwarna, tidak berbau, bersifat non-logam, bervalensi tunggal, dan merupakan gas diatomik yang sangat mudah terbakar.

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  $H_2$  mempunyai kandungan energi per satuan berat tertinggi, dibandingkan dengan bahan bakar manapun.

Gas hidrogen sangat mudah terbakar dan akan terbakar pada konsentrasiserendah 4%  $H_2$  di udara bebas. Entalpi pembakaran hidrogen adalah  $-286 \text{ kJ/mol}$ . 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 temperatur  $560 \text{ }^\circ\text{C}$ . 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 <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,2013>

## 2.7 Menghitung Jumlah Gas yang Dihasilkan pada Proses Elektrolisis

### a. Perhitungan Secara Teoritis

Perhitungan jumlah gas hasil Elektrolisis secara teoritis dengan menggunakan persamaan yang menggunakan konstanta Orifice, dimana pengukuran laju alir gas yang dihasilkan dari Bubbler menggunakan piringan orifice sebagai pembacaan beda tekanan ( $\Delta P$ ) aliran gas hasil elektrolisis.

Persamaan yang digunakan:

$$Q = Cd \sqrt{\frac{2\Delta P}{\rho}} - \frac{A_2}{\sqrt{1 - \left(\frac{A_2}{A_1}\right)^2}} \quad \dots \text{Pers 1}$$

(Sumber: Mc Cabe. 1993:221)

Dimana:

- Q = Laju Alir Hasil Elektrolisis (liter/detik)
- Cd = Konstanta Orifice
- $\Delta P$  = Beda Tekanan (Pa)
- A<sub>2</sub> = Luas tube Aliran (cm<sup>2</sup>)
- A<sub>1</sub> = Luas Plat Orifice (cm<sup>2</sup>)
- $\rho$  = Densitas Campuran Gas hasil Elektrolisis (gr/liter)

### b. Perhitungan Secara Praktek

Perhitungan jumlah gas H<sub>2</sub> yang di dapat dengan menggunakan hukum gas ideal

$$PV = nRT \quad \dots \text{Pers 2}$$

sehingga

$$n = \frac{RT}{PV} \quad \dots \text{Pers 3}$$

Dimana:

P = Tekanan Tabung Penampung Gas (atm)

V = Volume Gas Penampung (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)

(sumber ; Panduan Pelaksanaan Laboratorium Instruksional ITB, 2013)

## 2.8 Menghitung Energi yang digunakan pada Proses Elektrolisis

### a. Energi yang Digunakan

Pada proses elektrolisis air, jumlah energi yang digunakan dan persentase energi yang hilang dapat dihitung dengan menggunakan persamaan di bawah ini:

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Red]}{[Oks]} \quad \dots \text{Pers 4}$$

$$\ln \frac{[Red]}{[Oks]} = \ln K \quad \dots \text{Pers 5}$$

Sehingga:

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln K \quad \dots \text{Pers 6}$$

([http://en.wikipedia.org/wiki/Nernst\\_equation,2014](http://en.wikipedia.org/wiki/Nernst_equation,2014))

Dimana:

E = Potensial Sel

E<sup>0</sup> = Potensial Reduksi

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

T = Suhu (K)

F = Kontanta Fareday (96500)

n = Jumlah Mol gas yang dihasilkan

K = Kestimbangan

b. Energi yang Disuplai

$$E = V.I.T \quad \dots \text{Pers 7}$$

(Sumber : Rusmianto. 2009. Prototype Kompor Hidrogen)

I = Arus listrik (ampere)

V = Tegangan (*Volt*)

T = Waktu (*hours*)

E = Energi yang digunakan (*watt-hours*)

## 2.9 Menghitung Efisiensi Elektroliser

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

$$\% \text{ Elect Efisiensi} = \frac{\text{Energi yang digunakan}}{\text{Energi yang disuplai}} \times 100 \% \quad \dots \text{Pers 8}$$

$$\% \text{ Heat Loss} = \frac{\text{Energi yang disuplai} - \text{Energi yang digunakan}}{\text{Energi yang disuplai}} \times 100 \% \quad \dots \text{Pers 9}$$

$$\text{SFC} = \frac{\text{Energi yang digunakan untuk proses elektrolisis}}{\text{massa gas hidrogen yang dihasilkan}} \quad \dots \text{Pers 10}$$

(Sumber : Digilib.its.ac.id)