

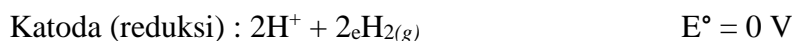
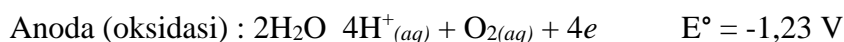
BAB II
TINJAUAN PUSTAKA

2.1 Elektrolisis

Elektrolisis adalah metode pemecahan molukel – molukel air menjadi atom – atom penyusunnya (hidrogen dan oksigen) dengan menggunakan arus listrik yang melewati 2 kutub elektroda.

Pada elektrolisis, sebuah sumber listrik dihubungkan dengan dua elektroda atau 2 plat yang diletakkan di dalam suatu larutan. Setelah proses dijalankan, maka air akan terpisah menjadi hidrogen dan oksigen. Hidrogen akan terkumpul di katoda (elektroda negatif) dan oksigen akan terkumpul pada anoda (elektroda positif). Gas hidrogen yang dihasilkan jumlahnya dua kali lipat dari gas oksigen yang dihasilkan dan keduanya proporsional dengan total energi listrik yang dialirkan melalui air.

Persamaan reaksinya adalah sebagai berikut :



Energi listrik yang diperlukan untuk elektrolisis adalah 285,83 kJ/mol H₂ produk. Energi dalam jumlah yang cukup besar ini digunakan untuk mengatasi berbagai hambatan (energi aktivasi, resistansi listrik, resistansi transport dan resistansi reaksi kimia). Tanpa kelebihan energi, elektrolisis dari air murni akan

Berdasarkan hasil eksperimennya, Michael Faraday menemukan beberapa kaidah perhitungan elektrolisis yang dikenal dengan hukum Faraday.

- Hukum I Faraday

“Jumlah zat yang dihasilkan elektroda sebanding dengan arus listrik yang mengalir pada sel elektrolisis”.

“Bila sejumlah tertentu arus listrik melalui sel, dengan jumlah mol zat yang berubah dielektroda adalah konstan tidak tergantung jenis zat”.

Misalnya, kuantitas listrik yang diperlukan untuk mendapatkan 1 mol logam monovalen adalah 96485 C (Coulomb) tidak bergantung pada jenis logamnya (Chemistry Ninth Edition).

- Hukum II Faraday

“Jumlah zat-zat yang diendapkan pada masing-masing elektroda oleh sejumlah arus listrik yang sama banyaknya akan sebanding dengan berat ekuivalen masing-masing zat tersebut”.

Arus listrik suatu faraday (1f) didefinisikan sebagai jumlah arus listrik yang terdiri dari 1 mol electron (chemistry Ninth Edition).

Secara aljabar hukum Faraday I dapat diformulasikan sebagai berikut:

$$w = (e i t)/F$$

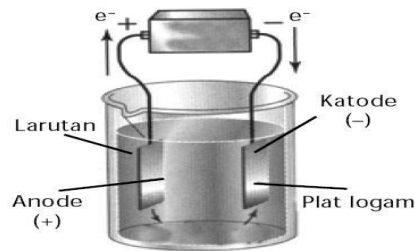
w = massa zat, gram

e = massa ekuivalen atau (M/valensi)

i = kuat arus, ampere

t = waktu, detik

F = tetapan Faraday = 96.500 coulumb



Gambar 1. Sel Elektrolisis

Sumber : <http://perpustakaancyber.blogspot.com/2013/07/prinsip-cara-kerja-sel-elektrolisis.html>

2.1.1 Jenis Elektrolisis

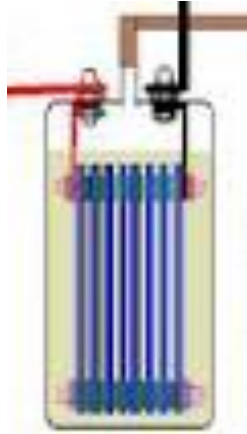
Elektrolisis dibedakan menjadi 2 tipe berdasarkan reaktor yang digunakan yaitu elektrolisis tipe kering (*dry cell*) dan tipe basah (*wet cell*).

A. *Wet Cell*

Sel elektrolisis tipe basah merupakan reaktor elektrolisis dimana semua elektrodanya terendam cairan elektrolit di dalam sebuah bejana air. Pada tipe wet cell membutuhkan energi listrik yang lebih besar dikarenakan semua area luasan elektroda platnya terendam air untuk proses elektrolisis menghasilkan gas HHO.

Keuntungan generator gas HHO tipe wet cell adalah :

1. Gas yang dihasilkan umumnya lebih banyak.
2. Perawatan generator lebih mudah.
3. Rancang bangun pembuatan generator HHO lebih mudah.



Gambar 2. Reaktor Elektrolisis Tipe Basah

Sumber : <http://www.baixarmusicasonlines.com/mp3/elektrolisis-larutan-nacl-dengan-elektroda-cu.html>

B. *Dry Cell*

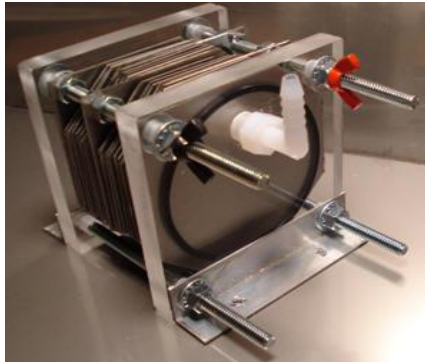
Sel elektrolisis tipe kering merupakan reaktor sel elektrolisis dimana sebagian elektrodanya tidak terendam dan elektrolit hanya mengisi celah – celah antara elektroda itu sendiri.

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

Keuntungan reaktor HHO tipe dry cell adalah :

1. Air yang di elektrolisa hanya seperlunya, yaitu hanya air yang terjebak diantara lempengan cell.
2. Panas yang ditimbulkan relative kecil, karena selalu terjadi sirkulasi antara air panas dan dingin di reservoir.

3. Arus listrik yang digunakan relatif lebih kecil, karena Air yang di elektrolisa hanya seperlunya dan daya yang terkonversi menjadi panas semakin sedikit.

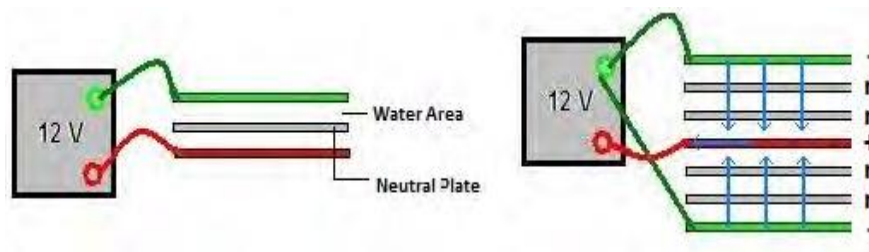


Gambar 3. Reaktor Elektrolisis Tipe Kering

Sumber: <http://hho2u.blogspot.com/2012/08/worldwide-hho-dry-cell-wholesale.html>

2.2 Netral Plat Generator HHO

Netral plat adalah suatu plat elektroda pada generator gas HHO yang tidak dialiri oleh listrik, sehingga elektroda ini bukan merupakan suatu kutub negatif maupun positif, olehkarena itu disebut sebagai elektroda netral. Netral plat menyebabkan tegangan drop antar plat, dimana netral plat memberikan luas permukaan tambahan untuk produksi gas HHO serta menurunkan panas yang diakibatkan dari proses elektrolisa air.



Gambar 4. Netral Plat (Bipolar)

Sumber : chandra silaen 2014

Netral plat berada di antara elektroda positif dan negatif dan tidak dialiri oleh arus listrik. Ketika netral plat ditambahkan, maka water area (kolom air diantara plat) juga akan bertambah sesuai dengan jumlah netral plat yang ditambahkan. Ketika netral plat ditambahkan di antara elektroda positif maupun negatif maka besar arus listrik yang melalui netral plat juga sama dengan arus yang melewati elektroda positif dan negatif. Jika diukur besar tegangan antara satu cell kutub positif dan negatif ialah 12 volt namun bila diukur besar tegangan pada salah satu kutub elektroda dengan netral plate maka terjadi penurunan tegangan sesuai dengan penambahan netral platnya. Disebabkan penambahan plat netral menaikkan nilai resistansi atau hambatan pada arus listrik yang bekerja pada elektroda, sehingga penambahan neutral plate dapat menurunkan tegangan listrik pada plat elektroda. Semakin rendah tegangannya, maka semakin rendah pula panas yang dihasilkan, karena tegangan yang rendah dengan besar arus yang sama, serta luas permukaan yang bertambah dikarenakan penambahan netral plat, maka laju produksi gas HHO pada generator juga akan semakin meningkat.

2.3. Elektrolit

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

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 bereaksi dengan 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.

Kekuatan suatu elektrolit ditandai dengan suatu besaran yang disebut derajat ionisasi (α) Elektrolit kuat memiliki harga $\alpha = 1$, sebab semua zat yang dilarutkan terurai menjadi ion Elektrolit lemah memiliki harga $\alpha < 1$, sebab hanya sebagian yang terurai menjadi ion.

Tabel 1. Nilai Potensial Reduksi Standar Beberapa Elektroda

Kopel (oks/red)	Reaksi katoda (reduksi)	E° , Potensial reduksi, volt (elektroda hidrogen standar = 0)
Li ⁺ /Li	$\text{Li}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,04
K ⁺ /K	$\text{K}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2,92
Ca ²⁺ /Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,87
Na ⁺ /Na	$\text{Na}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71
Mg ²⁺ /Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,37
Al ³⁺ /Al	$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,66
Zn ²⁺ /Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76
Fe ²⁺ /Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
PbSO ₄ /Pb	$\text{PbSO}_4 + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb} + 2\text{SO}_4$	-0,36
CO ₂ ⁺ /Co	$\text{CO}_2^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,28
Ni ²⁺ /Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,25
Sn ²⁺ /Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,14
Pb ²⁺ /Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13
D ⁺ /D ₂	$2\text{D}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{D}_2$	-0,003

H ⁺ /H ₂	2H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ H ₂	0,000
Sn ⁴⁺ /Sn ²⁺	Sn ⁴⁺ + 2e ⁻ ⇌ Sn ²⁺	+0,15
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Cu	+0,34
I ₂ /I ⁻	I ₂ + 2e ⁻ ⇌ 2I ⁻	+0,54
O ₂ /H ₂ O ₂	O ₂ + 2H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ H ₂ O ₂	+0,68
Fe ³⁺ /Fe ²⁺	Fe ³⁺ + e ⁻ ⇌ Fe ²⁺	+0,77
Hg ₂ ²⁺ /Hg	Hg ₂ ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ 2Hg	+0,79
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e ⁻ ⇌ Ag	+0,80
NO ₃ ⁻ /N ₂ O ₄	2NO ₃ ⁻ + 4H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ N ₂ O ₄ + 2H ₂ O	+0,80
NO ₃ ⁻ /NO	NO ₃ ⁻ + 4H ⁺ + 3e ⁻ ⇌ NO + 2H ₂ O	+0,96
Br ₂ /Br	Br ₂ + 2e ⁻ ⇌ 2Br	+1,07
O ₂ /H ₂ O	O ₂ + 4H ⁺ + 4e ⁻ ⇌ 2H ₂ O	+1,23
Cr ₂ O ₇ ²⁻ /Cr ³⁺	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14H ⁺ + 6e ⁻ ⇌ 2Cr ³⁺ + 7H ₂ O	+1,33
Cl ₂ /Cl ⁻	Cl ₂ + 2e ⁻ ⇌ 2Cl ⁻	+1,36
PbO ₂ /Pb ²⁺	PbO ₂ + 4H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ Pb ²⁺ + H ₂ O	+1,46
Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Au	+1,50
MnO ₄ ⁻ /Mn ²⁺	MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺ + 5e ⁻ ⇌ Mn ²⁺ + 4H ₂ O	+1,51
HClO/CO ₂	2HClO + 2H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ Cl ₂ + 2H ₂ O	+1,63
PbO ₂ /PbSO ₄	PbO ₂ + SO ₄ ²⁻ + 4H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ PbSO ₄ + 2H ₂ O	+1,68
H ₂ O ₂ /H ₂ O	H ₂ O ₂ + 2H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ 2H ₂ O	+1,78
F ₂ /F	F ₂ + 2e ⁻ ⇌ 2F	+2,87

(sumber: Viktor., "Electrolysis of Water Processes and Applications Handbook", Chief Engineer and Siemens and Halske. Co Limited, Viena, 1904)

2.3.1 Jenis Elektrolit

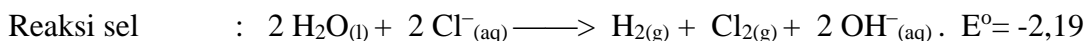
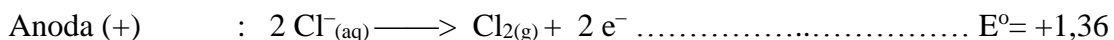
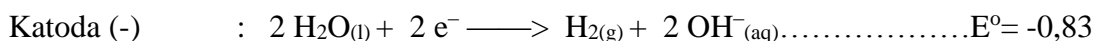
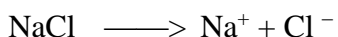
A. Elektrolit Kuat

Beberapa elektrolit seperti kalium klorida, natrium hidroksida, natrium nitrat terionisasi sempurna menjadi ion-ionnya dalam larutan. Elektrolit yang terioniasi

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

Reaksi yang terjadi pada **elektrolisis larutan garam NaCl** adalah sebagai berikut :



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

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).

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.

Karakter elektrolit yang baik dalam elektrolisis lebih ditekankan pada mudah menghantarkan arus listrik serta karakter korosi yang dimilikinya. Dengan tujuan untuk meningkatkan konduktivitas larutan, elektrolit yang terdiri dari ion – ion dengan mobilitas tinggi secara umum digunakan di elektrolizer.

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.

Tabel 2. Jenis dari Elektrolit

Jenis Larutan	Sifat dan Pengamatan Lain	Contoh Senyawa	Reaksi Ionisasi
Elektrolit Kuat	- Terionisasi sempurna	NaCl	$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
	- Menghantarkan arus listrik	NaOH	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
	- Lampu menyala terang	H ₂ SO ₄	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
	- Terdapat gelembung gas	HCl	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
		KCl	$\text{KCl} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$
Elektrolit Lemah	- Terionisasi sebagian	CH ₃ COOH	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COOH}^-$
	- Menghantarkan arus listrik	N ₄ OH	$\text{HCN} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$
	- Lampu menyala redup	Al(OH) ₃	$\text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{OH}^-$
	- Terdapat gelembung gas		
Non Elektrolit	- Tidak terionisasi	C ₆ H ₁₂ O ₆	C ₆ H ₁₂ O ₆
	- Tidak menghantarkan arus listrik	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁
		CO(NH ₂) ₂	CO(NH ₂) ₂
	- Lampu tidak menyala	C ₂ H ₅ OH	C ₂ H ₅ OH
	- Tidak terdapat gelembung gas		

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).

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:

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

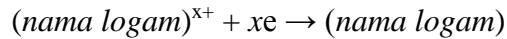
$$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2 + 4\text{e}$$
3. Jika anionnya OH^- , maka reaksinya $4\text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\text{e}$
4. Jika anionnya berupa halida (F^- , Cl^- , Br^-), maka reaksinya adalah

$$X(\text{halida}) \rightarrow X(\text{halida})_2 + 2\text{e}$$

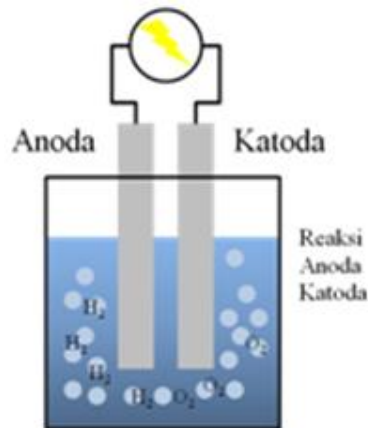
Pada katoda terjadi reaksi reduksi, yaitu kation (ion positif) ditarik oleh katoda dan menerima tambahan elektron, sehingga bilangan oksidasinya berkurang.

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

$$\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$$
2. Jika kationnya berupa H^+ , maka reaksinya $2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2$
3. Jika kation berupa logam lain, maka reaksinya



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



Gambar 5. Reaksi Anoda dan Katoda

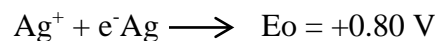
Sumber : <https://restukarmela.wordpress.com/category/video-dan-gambar/>

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

C. Elektroda Order Ketiga

Elektroda jenis ini dipergunakan sebagai elektroda indicator 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 Obekerja baik sebagai elektroda indicator. Fungsi logam Pt adalah membangkitkan kecendrungan sistem tersebut dalam mengambil atau melepaskan elektron, sedangkan logam itu tidak ikut secara nyata dalam reaksi redoks.

2.4.2 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 suhu 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.



Gambar 6. *Stainless Steel*

Sumber : <http://en.wikipedia.org/wiki/StainlessSteel> 2015

2.5 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 mil³) tersedia di Bumi. Air sebagian besar terdapat di laut (air asin) dan pada lapisan-lapisan es (di kutub dan puncak-puncak gunung), akan tetapi juga dapat hadir sebagai awan, hujan, sungai, muka air tawar, danau, uap air, dan lautan es. Air dalam obyek-obyek tersebut bergerak mengikuti suatu siklus air, yaitu: melalui penguapan, hujan, dan aliran air di atas permukaan tanah (*runoff*, meliputi mata air, sungai, muara) menuju laut. Air bersih penting bagi kehidupan manusia.

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.

Tarikan atom oksigen pada elektron-elektron ikatan jauh lebih kuat dari pada yang dilakukan oleh atom hidrogen, meninggalkan jumlah muatan positif pada kedua atom hidrogen, dan jumlah muatan negatif pada atom oksigen. Adanya muatan pada tiap-tiap atom tersebut membuat molekul air memiliki sejumlah momen dipol. Gaya

tarik-menarik listrik antar molekul-molekul air akibat adanya dipol ini membuat masing-masing molekul saling berdekatan, membuatnya sulit untuk dipisahkan dan yang pada akhirnya menaikkan titik didih air. Gaya tarik-menarik ini disebut sebagai ikatan hidrogen.

Tabel 3. Ketetapan Fisik Air

Paraneter	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 : Fitriani,diah,dkk,2009)

2.6 Hidrogen

Hidrogen (bahasa Latin: *hydrogenium*, dari bahasa Yunani: *hydro*: air, *genes*: membentuk) 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. Dengan massa atom 1,00794 amu, hidrogen adalah unsur teringan di dunia.

Gas hidrogen, H₂, pertama kali dihasilkan secara artifisial oleh T. Von Hohenheim (dikenal juga sebagai Paracelsus, 1493–1541) melalui pencampuran logam dengan asam kuat. Dia tidak menyadari bahwa gas mudah terbakar yang dihasilkan oleh reaksi kimia ini adalah unsur kimia yang baru. Pada tahun, Robert Boyle menemukan kembali dan mendeskripsikan reaksi antara besi dan asam yang menghasilkan gas hidrogen. Pada tahun 1766, Henry Cavendish adalah orang yang

pertama mengenali gas hidrogen sebagai zat diskret dengan mengidentifikasi gas tersebut dari reaksi logam-asam sebagai "udara yang mudah terbakar". Pada tahun 1781 dia lebih lanjut menemukan bahwa gas ini menghasilkan air ketika dibakar. Pada tahun 1783, Antoine Lavoisier memberikan unsur ini dengan nama hidrogen (dari Bahasa Yunani *hydro* yang artinya air dan *genes* yang artinya membentuk) ketika dia dan Laplace mengulang kembali penemuan Cavendish yang mengatakan pembakaran hidrogen menghasilkan air.

Hidrogen adalah unsur yang terbanyak dari semua unsur di alam semesta. Elemen-elemen yang berat pada awalnya dibentuk dari atom-atom hidrogen atau dari elemen-elemen yang mulanya terbuat dari atom-atom hidrogen. Hidrogen diperkirakan membentuk komposisi lebih dari 90% atom-atom di alam semesta (sama dengan tiga perempat massa alam semesta). Dalam keadaan yang normal, gas hidrogen merupakan campuran antara dua molekul, yang dinamakan ortho- dan para-hidrogen, yang dibedakan berdasarkan spin elektron-elektron dan nukleus. Hidrogen normal pada suhu ruangan terdiri dari 25% para hidrogen dan 75% ortho-hidrogen. Bentuk ortho tidak dapat dipersiapkan dalam bentuk murni. Karena kedua bentuk tersebut berbeda dalam energi, sifat-sifat kebendaannya pun juga berbeda. Titik-titik lebur dan didih parahidrogen sekitar 0.1 derajat Celcius lebih rendah dari hidrogen normal.

2.6.1 Karakteristik Gas Hidrogen

Hidrogen adalah gas ringan (lebih ringan dari udara), tidak berwarna, tidak berbau, dan sangat mudah terbakar. Jika terbakar tidak menunjukkan adanya nyala dan akan menghasilkan panas yang sangat tinggi .

Tabel 4. 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

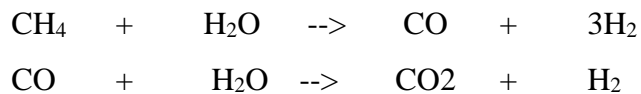
Sumber; <http://id.wikipedia.org/wiki/Hidrogen,2015>

2.6.2 Produksi Hidrogen

Di awal perkembangan teknologi industri dengan menggunakan mesin, produksi hidrogen masih menggunakan hidrokarbon sebagai bahan utamanya. Metode untuk memproduksi hidrogen terus berkembang. Hidrogen dapat diproduksi dari berbagai bahan baku dan menggunakan beberapa teknologi seperti

A. Steam Reforming

Dalam proses ini, gas alam seperti metana, propana atau etana direaksikan dengan steam (uap air) pada suhu tinggi (700~1000 °C) dengan bantuan katalis, untuk menghasilkan hidrogen, karbon dioksida (CO₂) dan karbon monoksida (CO). Sebuah reaksi samping juga terjadi antara karbon monoksida dengan steam, yang menghasilkan hidrogen dan karbon dioksida. Persamaan reaksi yang terjadi pada proses ini adalah :



Gas hidrogen yang dihasilkan kemudian dimurnikan, dengan memisahkan karbon dioksida dengan cara penyerapan. Saat ini, steam reforming banyak digunakan untuk memproduksi gas hidrogen secara komersil di berbagai sektor industri, diantaranya industri pupuk dan hidrogen peroksida (H₂O₂). Akan tetapi

metode produksi seperti ini sangat tergantung dari ketersediaan gas alam yang terbatas, serta menghasilkan gas CO₂, sebagai gas efek rumah kaca.

B. Gasifikasi Biomasa

Metode yang kedua adalah gasifikasi biomasa atau bahan alam seperti jerami, limbah padat rumah tangga atau kotoran. Di dalam prosesnya, bahan-bahan tadi dipanaskan pada suhu tinggi dalam sebuah reaktor. Proses pemanasan ini mengakibatkan ikatan molekul dalam senyawa yang ada menjadi terpecah dan menghasilkan campuran gas yang terdiri dari hidrogen, karbon monoksida dan metana.

Selanjutnya dengan cara yang sama seperti pada steam reforming, metana yang dihasilkan diubah menjadi gas hidrogen. Gasifikasi biomasa atau bahan organik memiliki beberapa keunggulan, antara lain menghasilkan lebih sedikit karbon dioksida, sumber bahan baku yang berlimpah dan terbarukan, bisa diproduksi di hampir seluruh tempat di dunia serta biaya produksi yang lebih murah.

C. Gasifikasi Batu Bara

Gasifikasi batu bara merupakan metode pembuatan gas hidrogen tertua. Biaya produksinya hampir dua kali lipat dibandingkan dengan metode steam reforming gas alam. Selain itu, cara ini pula menghasilkan emisi gas buang yang lebih signifikan. Karena selain CO₂ juga dihasilkan senyawa sulfur dan karbon monoksida.

Melalui cara ini, batu bara pertama-tama dipanaskan pada suhu tinggi dalam sebuah reaktor untuk mengubahnya menjadi fasa gas. Selanjutnya, batu bara direaksikan dengan steam dan oksigen, yang kemudian menghasilkan gas hidrogen, karbon monoksida dan karbon dioksida.

D. Elektrolisa Air (H₂O)

Elektrolisa air memanfaatkan arus listrik untuk menguraikan air menjadi unsur-unsur pembentuknya, yaitu H_2 dan O_2 . Gas hidrogen muncul di kutub negatif atau katoda dan oksigen berkumpul di kutub positif atau anoda.

Hidrogen yang dihasilkan dari proses electrolisa air berpotensi menghasilkan zero emission, apabila listrik yang digunakan dihasilkan dari generator listrik bebas polusi seperti energi angin atau panas matahari. Namun demikian dari sisi konsumsi energi, cara ini memerlukan energi listrik yang cukup besar.

2.6.3 Kegunaan Hidrogen

Sejumlah besar hidrogen diperlukan dalam industri petrokimia dan kimia. Penggunaan terbesar hidrogen adalah untuk memproses bahan bakar fosil dan dalam pembuatan ammonia. Konsumen utama dari hidrogen di kilang petrokimia meliputi hidrodealkilasi, hidrodessulfurisasi, dan *hydrocracking*. Hidrogen memiliki beberapa kegunaan yang dipenting diantaranya digunakan sebagai bahan hidrogenasi, terutama dalam peningkatan kejenuhan dalam lemak tak jenuh dan minyak nabati (ditemukan di margarin), dan dalam produksi metanol.

Hidrogen merupakan sumber hidrogen pada pembuatan asam klorida selain itu hidrogen digunakan sebagai reduktor pada bijih logam. Hidrogen dapat digunakan sebagai pereaksi, hidrogen memiliki penerapan yang luas dalam bidang fisika dan teknik. Hidrogen digunakan sebagai gas penameng di metode pengelasan seperti pengelasan hidrogen atomik dan digunakan sebagai pendingin rotor di generator pembangkit listrik karena mempunyai konduktivitas termal yang paling tinggi di antara semua jenis gas. Hidrogen cair digunakan di riset kriogenik yang meliputi kajian superkonduktivitas. Karena hidrogen lebih ringan dari udara, hidrogen pernah digunakan secara luas sebagai gas pengangkat pada kapal udara balon.

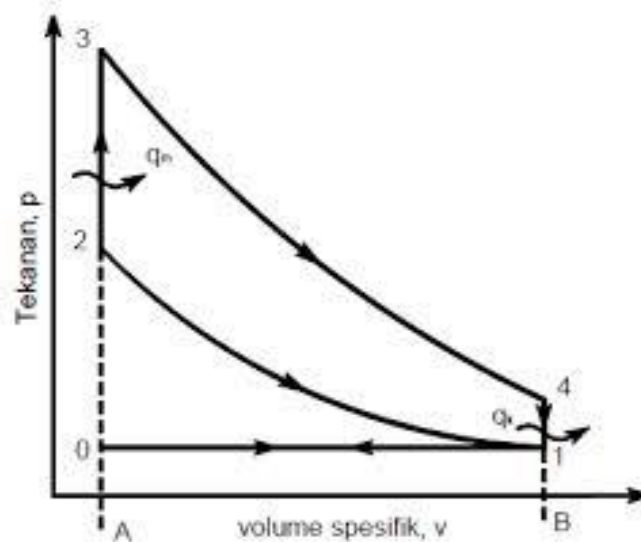
Baru-baru ini hidrogen digunakan sebagai bahan campuran dengan nitrogen (*forming gas*) sebagai gas perunut untuk pendeteksian kebocoran gas yang kecil. Aplikasi ini dapat ditemukan di bidang otomotif, kimia, pembangkit listrik,

kedirgantaraan, dan industri telekomunikasi. Hidrogen adalah zat aditif yang diperbolehkan penggunaannya dalam ujicoba kebocoran bungkusan makanan dan sebagai antioksidan. Isotop hidrogen yang lebih langka juga memiliki aplikasi tersendiri. Deuterium(hidrogen-2) digunakan dalam reactor candu sebagai moderator untuk memperlambat neutron. Senyawa deuterium juga memiliki aplikasi dalam bidang kimia dan biologi dalam kajian reaksi efek isotop. Tritium(hidrogen-3) yang diproduksi oleh reaktor nuklir digunakan dalam produksi bom hidrogen.

2.7. Pengertian Mesin Otto

Mesin Otto adalah tipe motor pembakaran dalam yang menggunakan nyala busi sebagai pemicu terjadinya proses pembakaran pada suatu sistem tertutup yang dapat mengkonversi energi kimia yang terkandung pada bahan bakar menjadi energi mekanik pada putaran poros. Sebagian energi yang terkandung pada bahan bakar akan diubah menjadi energi mekanik dan sisanya menjadi panas dan gas buang.

Motor otto beroperasi berdasarkan prinsip siklus otto. Proses pembakaran pada siklus otto terjadi ketika campuran bahan bakar dan udara dalam keadaan terkompresi dan dipicu dengan bunga api dari nyala busi untuk memastikan terjadinya ledakan dan kenaikan tekanan ruang bakar, yang membuat piston bergeser translasi, memutar poros *crankshaft*. Siklus langkah kerja yang terjadi pada mesin jenis ini dinamakan siklus otto.

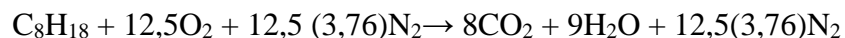


Gambar 7 : Diagram Siklus Otto

Sumber : <https://domsavmania.wordpress.com>

2.7.1 Reaksi Pembakaran

Dengan menganggap bahwa bahan bakar yang digunakan adalah *isooctane* maka reaksi pembakaran yang terjadi sebagai berikut :

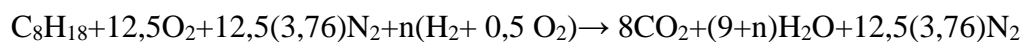


(sumber : Bagus.2012.Analisis Kinerja Sel Elektrolisis Berbasis Kontrol Tegangan Pulse Width Modulation Untuk Peningkatan Kinerja Motor Bakar.Universitas Indonesia)

Reaksi pembakaran tersebut terjadi di dalam ruang bakar pada tekanan dan suhu yang tinggi. Motor pembakaran dalam yang baik mempunyai komposisi gas buang berupa CO_2 , H_2O , N_2 seperti reaksi di atas, namun adakalanya terjadi pembakaran yang kurang sempurna sehingga akan menghasilkan emisi gas berupa CO yang bersifat beracun. Agar dapat terjadi pembakaran yang sempurna diperlukan perbandingan yang tepat antara massa bahan-bakar/massa udara (AFR).

Pembakaran Dengan Penambahan Gas Elektrolisis

Dalam percobaan yang dilakukan dengan penambahan gas hasil elektrolisis air, bahan bakar yang masuk ke ruang bakar bukan hanya bensin saja melainkan bensin dan gas elektrolisis air ($H_2 + 0,5 O_2$) dan dengan asumsi bahwa jumlah gas $H_2 + O_2$ yang dihasilkan reaktor elektrolisis air adalah proporsional, maka stokiometri pembakaran yang terjadi adalah :



(sumber : Bagus.2012.Analisis Kinerja Sel Elektrolisis Berbasis Kontrol Tegangan Pulse Width Modulation Untuk Peningkatan Kinerja Motor Bakar.Universitas Indonesia)

Dengan menambah sejumlah $H_2 + 0,5 O_2$, dimana nilai n adalah jumlah mol gas elektrolisis yang masuk ke ruang bakar. Penambahan gas elektrolisis ini secara ideal tidak mempengaruhi AFR standarnya, karena oksidator gas H_2 telah setimbang dari yang dihasilkan reaktor elektrolisis air.

2.8. 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 (ΔP) aliran gas hasil elektrolisis.

Persamaan yang digunakan:

$$Q_w = (e i t)/F \quad \dots \text{Pers 1}$$

w = massa zat, gram

e = massa ekuivalen atau ($M/\text{valensi}$)

i = kuat arus, ampere

t = waktu, detik

F = tetapan Faraday = 96.500 coulomb

b. Perhitungan Secara Praktek

Perhitungan jumlah gas H₂ yang di dapat dengan menggunakan hukum gas ideal

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

sehingga

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

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)

2.9. Menghitung Energi yang digunakan pada Proses Elektrolisis

a. Energi yang Digunakan

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

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

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

Sehingga:

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

(http://en.wikipedia.org/wiki/Nernst_equation,2014)

E = Potensial Sel

E⁰ = Potensial Reduksi

R = Konstanta Gas 0,082 L·atm·K⁻¹·mol⁻¹

T	= Suhu (K)
F	= Konstanta Faraday (96500)
n	= Jumlah Mol gas yang dihasilkan
K	= Kesetimbangan

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)

2.10. Menghitung Efisiensi Arus

Pada penelitian ini untuk menghitung efisiensi Arus dapat dihitung dengan persamaan berikut,

$$\eta = \frac{\text{massa H}_2 \text{ yang diperoleh}}{\text{massa H}_2 \text{ yang Teori}} \times 100\% \quad \dots \text{Pers 8}$$

(Sumber : Modul Elektrolisis Air Teknik Kimia ITB)

7. Menghitung Energi yang digunakan pada proses elektrolisis

Pada penelitian ini untuk menghitung energi yang digunakan dengan persamaan berikut,

$$E = (Q \times V) / \text{Vol H}_2$$

(Sumber : Modul Elektrolisis Air Teknik Kimia ITB)

Q = arus x waktu (amper detik)

V = tegangan (volt)

E = energi yang digunakan (watt detik/ ml)

2.11. Menghitung Konsumsi Bahan Bakar pada Motor Bakar

Pada penelitian ini untuk menghitung konsumsi bahan bakar pada motor bakar yang digunakan dengan persamaan berikut,

$$E = \frac{m \text{ bensin disuplai} - m \text{ bensin sisa di karburator} + m \text{ gas hasil elektrolisis}}{\text{waktu}}$$

(Sumber : Digilib.its.ac.id)