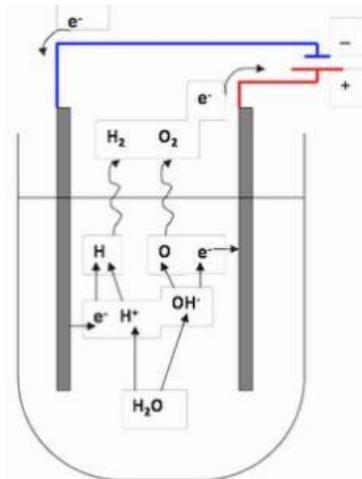


BAB II TINJAUAN PUSTAKA

2.1. Elektrolisis

Elektrolisis adalah peristiwa penguraian elektrolit dalam sel elektrolisis oleh arus listrik. Dalam sel volta/galvani, reaksi oksidasi reduksi berlangsung dengan spontan, dan energi kimia yang menyertai reaksi kimia diubah menjadi energi listrik. Sedangkan elektrolisis merupakan reaksi kebalikan dari sel volta/galvani yang potensial selnya negatif atau dengan kata lain, dalam keadaan normal tidak akan terjadi reaksi dan reaksi dapat terjadi bila diinduksi dengan energi listrik dari luar (Pratiwi, 2014).

Elektrolisis merupakan proses kimia yang mengubah energi listrik menjadi energi kimia. Proses elektrolisis memisahkan molekul air menjadi gas hidrogen dan oksigen dengan cara mengalirkan arus listrik ke elektroda tempat larutan elektrolit (air dan katalis) berada. Reaksi elektrolisis tergolong reaksi redoks tidak spontan, reaksi itu dapat berlangsung karena pengaruh energi listrik (Rusminto, 2009). Proses ini ditemukan oleh Faraday tahun 1820. Pergerakan elektron pada proses elektrolisa dapat dilihat pada gambar .



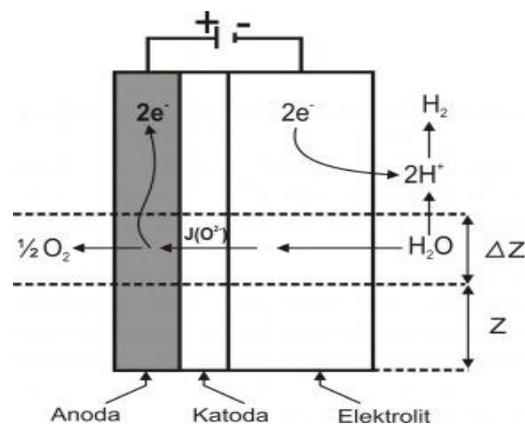
(Sumber: Proses Elektrolisis pada Prototipe Kompor Air dengan Pengaturan Arus dan Temperatur, 2009)

Gambar 1. Pergerakan Elektron

2.1.1. 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 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 yaitu, kualitas elektrolit, suhu, tekanan, resistansi elektrolit, material dari elektroda, dan material pemisah.



Gambar 2. Elektrolisis Air

(Sumber; <http://id.wikipedia.org/wiki/Berkas:Electrolysis.svg>,2014)

Beda potensial yang dihasilkan oleh arus listrik antara anoda dan katoda akan mengionisasi molekul air menjadi ion positif dan ion negatif. Pada katoda terdapat ion positif yang menyerap elektron dan menghasilkan molekul ion H_2 , dan ion negatif akan bergerak menuju anoda untuk melepaskan elektron dan menghasilkan molekul ion O_2 . Reaksi total elektrolisis air adalah penguraian air menjadi hidrogen dan oksigen.

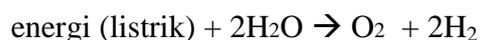
Gas hidrogen dan oksigen yang dihasilkan dari reaksi ini membentuk gelembung pada elektroda dan dapat dikumpulkan. Prinsip ini kemudian dimanfaatkan untuk menghasilkan hidrogen yang dapat digunakan sebagai bahan bakar kendaraan hidrogen. Dengan menyediakan energi dari baterai, Air (H_2O) dapat dipisahkan ke dalam molekul diatomik hidrogen (H_2) dan oksigen (O_2). 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 298K dan satu tekanan atmosfer, dan nilai-nilai yang relevan yang diambil dari tabel sifat termodinamika.

Hidrogen akan muncul di katoda, yaitu elektroda yang terhubung ke arus negatif dan oksigen di anoda, yaitu elektroda yang terhubung ke arus positif. Jumlah gas hidrogen yang diperoleh sebanyak 2 kali gas oksigennya, dan jumlah keduanya proporsional dengan energi listrik yang digunakan. Elektrolisis air murni berlangsung sangat lambat. Hal ini karena konduktivitas listrik air murni sangat rendah, yaitu sekitar 1/1.000.000 dari konduktivitas listrik air laut. Kecepatan elektrolisis air menjadi hidrogen dan oksigen dapat ditingkatkan secara nyata dengan penambahan zat-zat elektrolit yang berupa garam, asam, atau basa. Jika zat elektrolit ditambahkan ke dalam air, maka konduktivitas listrik larutan elektrolit tersebut meningkat dengan tajam. Garam natrium sering digunakan dalam proses elektrolisis air karena harganya relatif murah dan mudah larut dalam air (Panut Mulyono, 2009).

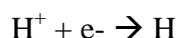
Persamaan kimia elektrolisis air adalah sebagai berikut:



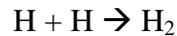
Terjadi tekanan listrik pada elektroda negatif (katoda) untuk mendorong elektron ke dalam air dan pada anoda (elektroda positif) terjadi penyerapan elektron. Molekul air dekat katoda terbagi menjadi ion hidrogen positif (H^+) dan ion hidroksida (OH^-).



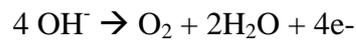
H^+ merupakan proton terbuka, bebas untuk menangkap elektron e^- dari katoda, kemudian menjadi atom hidrogen biasa dan netral.



Atom hidrogen ini berkumpul dengan atom hidrogen lain dan membentuk molekul gas dalam untuk gelembung dan kemudian naik ke permukaan.



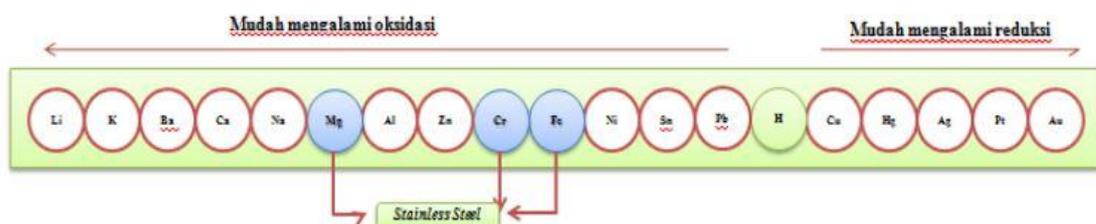
Elektroda positif telah menyebabkan ion hidroksida (OH^-) untuk bergerak ke anoda. Ketika mencapai anoda, anoda melepaskan kelebihan elektron yang diambil oleh hidroksida dari atom hidrogen sebelumnya, kemudian ion hidroksida bergabung dengan molekul hidroksida yang lain dan membentuk 1 molekul oksigen dan 2 molekul air:



Molekul oksigen ini sangat stabil dan kemudian gelembungnya naik ke permukaan. Demikian seterusnya dan terjadi pengulangan proses. Reaksi-reaksi di katoda (reduksi) hanya bergantung pada jenis kation dalam larutan. Jika kation berasal dari logam dengan potensial elektroda lebih rendah maka air yang akan tereduksi.

2.1.2. Elektroda

Sel elektrolisis atau elektroda adalah sel elektrokimia yang bereaksi secara tidak spontan ($E_{\text{sel}} (-)$ atau $\Delta G > 0$), karena energi listrik disuplai dari sumber luar dan dialirkan melalui sebuah sel. Elektrolisis diartikan juga sebagai peristiwa penguraian zat elektrolit oleh arus listrik searah, melainkan juga mengalami perubahan-perubahan kimia. Perubahan kimia yang terjadi selama elektrolisis dapat dilihat sekitar elektroda. Elektroda merupakan suatu sistem dua fase yang terdiri dari sebuah penghantar elektrolit (misalnya logam) dan sebuah penghantar ionik (Rivai, 1995). Elektroda positif (+) disebut anoda sedangkan elektroda negatif (-) adalah katoda (Svehla, 1985). Reaksi kimia yang terjadi pada 4 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).



Gambar 3. Deret Volta

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.

Pada proses elektrolisis, elektroda dialiri arus listrik (DC) sehingga senyawa pada elektrolit terurai membentuk ion-ion dan terjadi proses reduksi oksidasi sehingga menghasilkan gas. Proses elektrolisis diperlukan arus listrik yang tinggi agar proses reaksi kimia menjadi efektif dan efisien. Apabila kedua kutub elektroda (katoda dan anoda) diberi arus listrik, elektroda tersebut akan saling berhubungan karena adanya larutan elektrolit sebagai penghantar listrik menyebabkan elektroda timbul gelembung gas. Proses elektrolisis dinyatakan bahwa atom oksigen membentuk sebuah ion bermuatan negatif (OH^-) dan atom hidrogen membentuk sebuah ion bermuatan positif (H^+). Pada kutub positif menyebabkan ion H^+ tertarik ke kutub katoda yang bermuatan negatif sehingga ion H^+ menyatu pada katoda. Atom-atom hidrogen akan membentuk gas hidrogen dalam bentuk gelembung gas pada katoda yang melayang ke atas. Hal serupa terjadi pada ion OH^- yang menyatu pada anoda kemudian membentuk gas oksigen dalam bentuk gelembung gas.

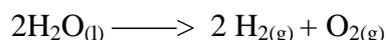
2.1.3. Elektrolit

Elektrolit adalah suatu zat terlarut atau terurai ke dalam bentuk ion-ion dan selanjutnya larutan menjadi konduktor elektrik. Air adalah pelarut (solven) yang baik untuk senyawa ion dan mempunyai sifat menghantarkan arus listrik. Pada umumnya proses elektrolisis yang dilakukan menggunakan larutan alkali. Larutan alkali yang umum digunakan adalah larutan NaOH dan KOH. Larutan tersebut

Larutan elektrolit terdiri dari larutan elektrolit kuat, contohnya HCl, H₂SO₄, dan larutan elektrolit lemah, contohnya CH₃COOH, NH₃, H₂S. Larutan elektrolit dapat bersumber dari senyawa ion (senyawa yang mempunyai ikatan ion) atau senyawa kovalen polar (senyawa yang mempunyai ikatan kovalen polar). Zat elektrolit yang terurai dalam air menjadi ion-ion. Beberapa contoh zat elektrolit tersebut adalah sebagai berikut:



Sel elektrolisis adalah sel yang menggunakan arus listrik untuk menghasilkan reaksi redoks. 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 dapat diuraikan dengan menggunakan listrik dalam sel elektrolisis. Proses ini akan mengurai air menjadi unsur-unsur pembentuknya. Reaksi yang terjadi adalah sebagai berikut:



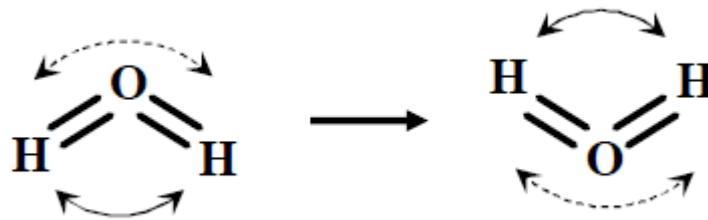
Rangkaian sel elektrolisis hampir menyerupai sel volta. Yang membedakan sel elektrolisis dari sel volta adalah, pada sel elektrolisis, komponen voltmeter diganti dengan sumber arus (umumnya baterai). Larutan atau lelehan yang ingin dielektrolisis, ditempatkan dalam suatu wadah. Selanjutnya, elektroda dicelupkan ke dalam larutan maupun lelehan elektrolit yang ingin dielektrolisis. Elektroda yang digunakan umumnya merupakan elektroda inert, seperti Grafit, Platina, dan Emas. 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. 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.

Tabel 1. Potensial Reduksi Standar

Setengah Reaksi	E ⁰ (V)
$F_{2(g)} + 2e^- \rightarrow F^-_{(aq)}$	+2,87
$S_2O_4^{2-}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow 2SO_4^{2-}_{(aq)}$	+2,01
$PbO_{2(s)} + HSO_4^-_{(aq)} + 3H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}$	+1,69
$2HOCl_{(aq)} + 2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$	+1,63
$MnO^{4-}_{(aq)} + 8H^+_{(aq)} + 8e^- \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O_{(l)}$	+1,51
$BrO_3^-_{(aq)} + 6H^+_{(aq)} + 6e^- \rightarrow Br_{(aq)} + 3H_2O_{(l)}$	+1,46
$Au^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow Au_{(s)}$	+1,42
$Cl_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2Cl^-_{(aq)}$	+1,36
$O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^- \rightarrow 2H_2O_{(l)}$	+1,23
$Br_{2(aq)} + 2e^- \rightarrow 2Br^-_{(aq)}$	+1,07
$NO_3^-_{(aq)} + 4H^+_{(aq)} + 3e^- \rightarrow NO_{(g)} + 2H_2O_{(l)}$	+0,96
$Ag^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$	+0,80
$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)}$	+0,77
$I_{2(s)} + 2e^- \rightarrow 2I^-_{(aq)}$	+0,54
$NiO_{2(s)} + 2H_2O + 2e^- \rightarrow Ni(OH)_{2(s)} + 2OH^-_{(aq)}$	+0,49
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$	+0,34
$SO_4^{2-}_{(aq)} + 4H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow SO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$	+0,17
$AgBr_{(s)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)} + Br_{(aq)}$	+0,07
$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$	0
$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Sn_{(s)}$	-0,14
$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Ni_{(s)}$	-0,25
$Cn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cn_{(s)}$	-0,28
$PbSO_{4(s)} + 2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Pb_{(s)} + H_2SO_{4(aq)}$	-0,36
$Cd^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cd_{(s)}$	-0,40
$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)}$	-0,44
$Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow Cr_{(s)}$	-0,74
$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)}$	-0,76
$2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$	-0,83
$Al^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow Al_{(s)}$	-1,66
$Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Mg_{(s)}$	-2,37
$Na^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Na_{(s)}$	-2,71
$Ca^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Ca_{(s)}$	-2,76
$K^+_{(aq)} + e^- \rightarrow K_{(s)}$	-2,92
$Li^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Li_{(s)}$	-3,05

2.2. Air

Pada air terdapat ikatan tiga molekul berbeda muatan yang saling tarik-menarik dan juga tolak-menolak sekaligus. Yakni muatan positif yang dimiliki oleh 2 molekul H dan muatan negatif yang dimiliki sebuah molekul O. Molekul O menarik kedua molekul tersebut. Namun gaya tolak terbentuk akibat kedua molekul H yang ditarik oleh O memiliki muatan yang sama-sama positif.



Sumber: Membuat Alat Pengubah Air Menjadi Bahan Bakar, 2009

Gambar 4. Gaya Tarik-Menarik pada Molekul Air

Gerakan antara menarik dan menolak itu kemudian membentuk pola gerakan mengepak seperti sayap burung yang sedang terbang. Oleh gerakan ini kemudian bergerak secara kontinyu dan massal dalam kumpulan ikatan besar berupa air. Bila air mengalami gangguan baik itu berupa pemberian panas, pancaran gelombang elektromagnetik, maupun beda potensial maka molekul-molekul penyusun di dalamnya akan mengalami perubahan gerak. Oleh sebab itu air disebut sebagai cairan elektrolit.

Bila air diberi perlakuan panas maka yang terjadi adalah makin panas suhunya maka makin cepat gerakan molekul-molekul di dalamnya. Hingga pada suhu tertentu air tersebut kemudian lepas dan membentuk ikatan yang kecil berupa uap air.

2.3. Hidrogen

Hidrogen adalah unsur yang terdapat di alam yang kelimpahan terbesar, tetapi hanya sedikit tertinggal di bumi. Dari analisis spektrum sinar yang dipancarkan oleh bintang, disimpulkan bahwa bintang terutama terdiri dari hidrogen. Hidrogen sangat reaktif, sehingga hidrogen di bumi banyak ditemukan dalam bentuk senyawa air dengan komposisi hidrogen sebanyak 11,1% berat,

hidrokarbon misalnya gas alam 25%, minyak bumi 14% dan karbohidrat, misalnya patih 6%.

2.3.1. 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 2. 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
Nilai Kalor	142 KJ/gram

(Sumber; <http://id.wikipedia.org/wiki/Hidrogen>,2013)

2.3.2. Hidrogen Sebagai Bahan Bakar

Keuntungan jika hidrogen digunakan sebagai bahan bakar yaitu:

1. Suatu cuplikan hidrogen jika dibakar akan menghasilkan energi sebanyak kira-kira tiga kali energi yang dihasilkan bensin dengan berat yang sama.
2. Dalam mesin kendaraan bermotor hidrogen akan terbakar lebih efisien jika dibandingkan dengan bahan bakar lain.
3. Pembakaran hidrogen kurang menghasilkan polusi. Polutan yang terjadi hanya oksida nitrogen yang terjadi jika suhu pembakaran sangat tinggi.
4. Mesin yang menggunakan hidrogen mudah diubah agar dapat menggunakan hidrogen sebagai bahan bakar.

Alasan utama mengapa hidrogen masih belum digunakan secara besar-besaran sebagai sumber energi yaitu:

1. Produksi hidrogen masih cukup mahal
2. Kesukaran dalam menyimpan

Hidrogen dapat digunakan sebagai bahan bakar sebab:

1. Dapat terbakar dalam oksigen membentuk air dan menghasilkan energi
2. Bersama oksigen dapat digunakan dalam sel bahan bakar menghasilkan energi listrik.

Pembakaran hidrogen dapat menghasilkan kalor sebanyak 286 kJ per mol hidrogen. Pada tabel dibawah ini dapat dibandingkan kalor yang dihasilkan oleh hidrogen dengan kalor yang dihasilkan oleh bahan bakar lain.

Tabel 3. Nilai Kalor pada Berbagai Macam Bahan Bakar

Bahan Bakar	Kalor yang dihasilkan (kJ)		
	Per gram	Per mol	Per liter
Gas Hidrogen	143	286	12
Hidrogen Cair	142	285	9970
Gas metan	55	882	36
LPG	50	2220	25600
Oktana cair	48	5512	3400

2.3.3. Penyimpanan Hidrogen

Hidrogen dapat disimpan dengan cara berikut:

1. Hidrogen dicairkan dan disimpan pada suhu -253°C . dalam hal ini memerlukan tangki khusus dan mahal. Hidrogen cair perlahan-lahan menguap dan dapat meledak. Energi untuk mencairkan hydrogen kira-kira 40% energi yang dihasilkan pada pembakaran.
2. Dapat disimpan dalam tangki berukuran tinggi kira-kira 30 kali dibandingkan tangki berisi bensin yang menghasilkan energi yang sama.
3. Dapat disimpan dalam aliasi logam. Hidrogen dapat menempati rongga diantara atom aliasi logam dan membentuk hidrida (hidrida interstisi). Hidrida logam ini aman untuk pengisian hidrogen karena tidak meledak jika gas dibakar.

Untuk menyimpan sejumlah hidrogen yang dapat menghasilkan energi sebanyak energi yang dihasilkan dalam tangki bensin rata-rata diperlukan 1000 kg aliasi besi titanium.

2.3.4. Penggunaan Hidrogen

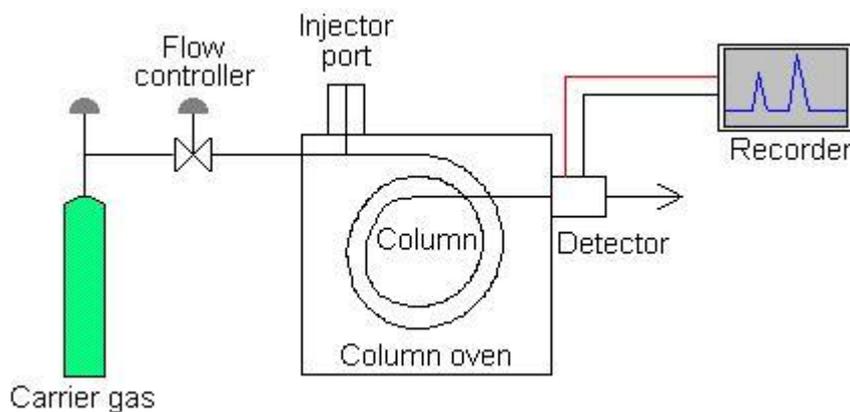
1. Sintesis amonia.
2. Pembuatan asam nitrat (oksidasi amonia menghasilkan NO; amonia diperoleh dari hasil haber).
3. Pembuatan margarin. Minyak yang merupakan ester tidak jenuh diubah menjadi senyawa yang jenuh menggunakan katalis nikel Ramey.
4. Pembuatan bahan bakar “petroleum”. Dengan menggunakan katalis, serbuk batu bara diubah menjadi minyak hidrokarbon (petroleum hydrocarbon), kemudian disuling menjadi bensin, minyak pelumas, dan sebagainya. 1 kg batu bara dapat menghasilkan 1 dm³ bensin).
5. Sintesa metanol.
6. Hidrogen adalah gas yang paling ringan. Sering digunakan untuk balon meteorologi.
7. Digunakan sebagai cairan krigonik untuk menghasilkan suhu rendah.
8. Reaksi dengan O₂ menghasilkan energi besar. Pembakar (obor) oksihidrogen dapat menghasilkan suhu 2500 °C. Oleh karena kalor pembakaran yang besar 120 kJ/g cairan hidrogen digunakan sebagai bahan bakar roket.
9. Dalam jangka panjang untuk mengatasi problema energi, hidrogen dapat menarik perhatian, karena bahan baku air berlimpah-limpah.

2.4. Kromatografi Gas

Kromatografi Gas adalah proses pemisahan campuran menjadi komponen-komponennya dengan menggunakan gas sebagai fase bergerak yang melewati suatu lapisan serapan (sorben) yang diam. Kromatografi gas termasuk dalam salah satu alat analisa (analisa kualitatif dan analisa kuantitatif), kromatografi gas diijarkan sebagai cara analisa yang dapat digunakan untuk menganalisa senyawa-senyawa organik (Candra, 2014).

Pada prinsipnya pemisahan dalam GC adalah disebabkan oleh perbedaan dalam kemampuan distribusi analit diantara fase gerak dan fase diam di dalam kolom pada kecepatan dan waktu yang berbeda. Secara rinci prinsip kromatografi

adalah udara dilewatkan melalui nyala hydrogen (hydrogen flame) selanjutnya uap organik tersebut akan terionisasi dan menginduksi terjadinya aliran listrik pada detektor, kuantitas aliran listrik sebanding dengan ion.



Gambar 5. Alat Kromatografi Gas

2.4.1. Kelebihan Dan Kekurangan Kromatografi Gas

Kelebihan

1. Waktu analisis yang singkat dan ketajaman pemisahan yang tinggi.
2. Dapat menggunakan kolom lebih panjang untuk menghasilkan efisiensi pemisahan yang tinggi.
3. Gas mempunyai viskositas yang rendah.
4. Kesetimbangan partisi antara gas dan cairan berlangsung cepat sehingga analisis relatif cepat dan sensitifitasnya tinggi.
5. Pemakaian fase cair memungkinkan kita memilih dari sejumlah fase diam yang sangat beragam yang akan memisahkan hampir segala macam campuran.

Kekurangan

1. Teknik Kromatografi gas terbatas untuk zat yang mudah menguap
2. Kromatografi gas tidak mudah dipakai untuk memisahkan campuran dalam jumlah besar. Pemisahan dilakukan pada tingkat mg, pemisahan pada tingkat gram mungkin dilakukan, tetapi pemisahan dalam tingkat pon atau ton sukar dilakukan kecuali jika ada metode lain.
3. Fase gas dibandingkan sebagian besar fase cair tidak bersifat reaktif terhadap fase diam dan zat terlarut.

2.5. Penentuan Jumlah Gas H₂ yang dihasilkan

2.5.1. Secara Teori

Penentuan jumlah gas H₂ yang di dapat secara teori dengan menggunakan hukum Faraday

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

(Hukum Faraday. 2012)

Dimana:

F = mol electron

i = kuat arus listrik (ampere)

t = waktu elektrolisis

2.5.2. Secara Praktek

Jumlah gas H₂ secara praktik ditentukan dengan menggunakan hokum gas ideal.

$$PV = nRT$$

(Sumber: Mekanika Fluida. 2014)

Sehingga:

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

Dimana:

P = Tekanan Tabung Penampung Gas (atm)

V = Volume “ruang” yang ditempati (liter)

n = Mol gas H₂

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

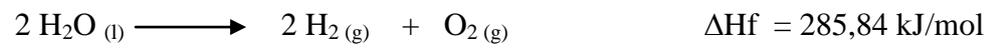
T = Suhu (K)

2.6. Menghitung Efisiensi Kinerja Alat

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

$$\begin{aligned} \text{Effisiensi Kinerja Alat} &= \frac{\text{Energi Teoritis yang digunakan untuk elektrolisis}}{\text{Energi Aktual Yang dibutuhkan}} \times 100 \\ &= \frac{\text{Jumlah mol} \times \Delta H_f}{V \times I \times t} \times 100 \% \end{aligned}$$

Dimana:



2.7. Penentuan *Specific Fuel Consumption* (SFC)

$$\text{SFC} = \frac{\text{Energi yang digunakan untuk proses elektrolisis (Joule)}}{\text{massa gas hidrogen yang dihasilkan (gr)}}$$