

## BAB II

### LANDASAN TEORI

#### 2.1 Tinjauan Pustaka

Penelitian-penelitian sebelumnya yang dijadikan acuan, bahan masukan, dan bahan pertimbangan adalah yang dilakukan oleh Darnawati (Mahasiswa UMY, 2007) dalam penelitiannya "*pemanfaatan zat asam sitrat dari buah jeruk peras sebagai alternatif energi listrik*". Penelitian ini dilakukan dengan cara membuat alat baterai bertenaga buah jeruk peras. Kandungan zat asam sitrat pada buah jeruk peras dapat berfungsi sebagai elektrolit. Pada sel volta, elektron mengalir dari logam seng menuju logam tembaga pada asam sitrat. Elektron yang terlepas ditangkap oleh ion-ion  $\text{Cu}^{2+}$  dari larutan, sehingga terbentuk endapan tembaga. Akibatnya, lama-kelamaan anode semakin tipis karena seng larut. Sehingga larutan di anode menjadi bermuatan positif dan di katode bermuatan negatif. Jika logam seng telah melarut atau ion  $\text{Cu}^{2+}$  sudah mengendap, maka aliran elektron terhenti. Selain itu penetralan larutan juga ikut mempengaruhi terhentinya aliran elektron.

Menurut Istiqo Kurnianto dari Universitas Jendral Soedirman Purwokerto dalam tulisannya "*Pemanfaatan Buah Belimbing Sebagai Sumber Tenaga Listrik Alternatif*", menyatakan bahwa buah belimbing wuluh memiliki tingkat keasamann yang tinggi sehingga dapat menghantarkan ion dan elektron pada lempengan tembaga dan seng sehingga dapat tercipta arus listrik. Dari hasil

survei mahasiswa dan dosen Fisika FMIPA Unlam Banjarbaru, "*Pembangkit Listrik Tenaga Pohon*", bahwa dengan memasang dua pasang elektroda seng dan tembaga, maka pada beberapa jenis pohon disekitar halaman rumah penduduk bisa menghasilkan energi listrik. Diperoleh hasil, pohon mangga berumur lima tahun mengeluarkan potensi listrik 1,2 volt, pohon nangka berumur sepuluh tahun menghasilkan 400 mV, pohon asam menghasilkan 345 mV, dan pohon pisang 90mV. (*Gramenia; Juma,t 30 april 2010*).

Dua orang kakak beradik, siswi kelas VII dan VIII SMP Islam Nasima Semarang, yaitu Nurina Khansa Vasthi dan Talitha Helga Safira, dalam kompetisi alternative sahabat lingkungan PT. Indonesia Power, telah melakukan penelitian pemanfaatan buah labu sebagai energi listrik alternative. Pada penelitian tersebut diperoleh hasil, "angka menunjukkan 4,2 volt DC, berarti ada arus listrik dari buah labu yang dihubungkan dengan lempengan tembaga".

## **2.2 Dasar Teori**

### **2.2.1 Air Kelapa**

Salah satu bagian dari buah kelapa yang banyak di manfaatkan adalah air buah kelapa yang ternyata memiliki banyak kandungan nilai gizi dan khasiat yang luar biasa. Air kelapa mempunyai unsur kimia yang salah satunya adalah berupa unsur makro dan mikro dan mikro yang meliputi nitrogen dan karbon.



**Gambar 2.1. Air Kelapa**

Beberapa unsur kimia dalam air buah kelapa, diantaranya :

- a. Pada unsur nitrogen air kelapa memiliki protein yang terdiri dari asam amino, seperti alanin, sistin, arginin, alin dan serin. Kandungan asam amino pada buah kelapa lebih tinggi dibanding asam amino yang terdapat pada susu sapi. Protein yang terkandung didalam air buah kelapa mencapai kisaran 0,07-0,55%.
- b. Unsur karbon juga memiliki kandungan dalam bentuk karbohidrat seperti glukosa, sukrosa, fruktosa, sorbitol, inositol dan lainnya. Bahkan kandungan glukosa mencapai kisaran 1,7-2,6%.
- c. Selain karbohidrat dan protein, air kelapa juga mengandung unsur mikro berupa mineral, diantaranya yaitu Kalium (K), Natrium (Na), Kalsium (Ca), Magnesium (Mg), Ferum (Fe), Cuprum (Cu), Fosfor (P) dan Sulfur (S).
- d. Selain itu, penelitian terhadap kandungan air kelapa telah menemukan adanya kadar vitamin C (asam askorbat) yang mengandung asam nikotinat, asam folat, asam pantotenat, bitin, serta riboflavin.

- e. Air kelapa juga mengandung 294mg potassium, 23mg sodium, 5mg gula dan 118mg chloride.

Air kelapa memiliki tingkat keasaman yang rendah dan mengandung nutrisi lengkap untuk pertumbuhan bakteri, terutama bakteri asam laktat. Sebagian besar orang, lebih banyak memanfaatkan air kelapa muda, karena dari rasanya lebih baik. Tetapi, air kelapa tua juga ada manfaatnya, semakin tua kelapa semakin rendah kadar gula dalam airnya. Air kelapa tua memiliki kadar gula sebesar 3%, sedangkan air kelapa muda memiliki kadar gula sekitar 5%. Manfaat air kelapa tua adalah untuk menetralkan panas dalam dan rasa dingin saat cuaca dingin. Hal ini dikarenakan air kelapa tua mengandung energi panas dan energi dingin yang lebih seimbang daripada air kelapa muda.

### 2.2.2 Tembaga (Cu)

Tembaga adalah suatu metal *reddish-coloured*, daya hantar listrik elektrik dan termal tinggi. Tembaga termasuk metal yang paling tua, karena banyak *artifact* dari tembaga telah ditemukan pada beberapa tahun silam.



Gambar 2.2. Tembaga (Cu)

Tembaga dapat ditemukan ketika tembaga murni di dalam format mineral. Mineral seperti *azurite karbonat* ( $2\text{CuCO}_3\text{Cu}(\text{OH})_2$ ) dan *perunggu* ( $\text{CuCO}_3\text{Cu}(\text{OH})_2$ ) adalah sumber tembaga, seperti *sulfide* adalah seperti *khalkopirit* ( $\text{CuFeS}_2$ ), *bornite* ( $\text{Cu}_5\text{FeS}_4$ ), *covellite* ( $\text{CuS}$ ), *chalcocite* ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ) dan *oksidasi cuprite* ( $\text{Cu}_2\text{O}$ ).

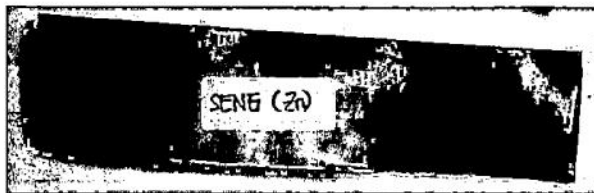
Tembaga dengan nama kimia *cuprum* dilambangkan dengan Cu. Unsur logam ini berbentuk kristal dengan warna kemerahan. Berikut adalah data teknis tembaga, yaitu :

- Nama (Lambang) : Tembaga (Cu)
- Nomor Atom : 29
- Massa Atom : 65.37
- Titik Lebur : 1083.0 °C (1981.4 °F)
- Titik didih : 2595.0 °C (465.6 °F)
- Massa Jenis (g/m<sup>3</sup>) : 8.96
- Struktur Elektron : (Ar) 3d<sup>10</sup>4s<sup>2</sup>
- Penggolongan : Transisi Metal
- Struktur Hablur : Berbentuk kubus
- Tingkat Oksidasi : 2.1
- Warna : red/orange

Secara kimia, senyawa-senyawa dibentuk oleh logam Cu (tembaga) yang mempunyai bilangan valensi +1 dan +2. Berdasarkan pada bilangan valensi yang ada dibawahnya, logam Cu dinamakan juga *cuppro* untuk yang bervalensi +1, dan *cuppry* untuk yang bervalensi +2. Kedua jenis ion Cu tersebut dapat membentuk kompleks-kompleks yang sangat stabil. Sebagai contoh adalah senyawa  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_2$ . Logam Cu dan beberapa bentuk persenyawaannya, seperti  $\text{CuO}$ ,  $\text{CuCO}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , dan  $\text{Cu}(\text{Cn})_2$ , tidak dapat larut dalam air dingin atau panas, tetapi mereka dapat larut dalam asam. Logam Cu itu sendiri, dapat dilarutkan dalam senyawa asam sulfat ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) panas dan dalam larutan basa  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Senyawa  $\text{CuO}$  dapat larut dalam  $\text{NH}_4\text{Cl}$  dan  $\text{KCN}$ .

### 2.2.3 Seng (Zn)

Seng dengan nama lain *Zink* atau timah sari adalah unsur kimia dengan lambang kimia Zn merupakan logam yang berwarna putih kebiruan, berkilau dan bersifat diamagnetik. Walau demikian, kebanyakan seng dengan mutu komersial tidak berkilau. Seng sedikit kurang padat jika dibandingkan dengan besi dan berstruktur kristal heksagonal. Namun demikian, seng dapat menghantarkan listrik.



**Gambar 2.3.** Seng (Zn)

Beberapa data teknis tentang seng (Zn) adalah sebagai berikut :

- Nama (Lambang) : Seng (Zn)
- Nomor Atom : 30
- Massa Atom : 65.37 (2)
- Titik Lebur : (692.68 °K) (419.5 °C) (787.15 °F)
- Titik didih : (1180 °K), (906 °C), (1665 °F)
- Massa Jenis (g/m) (3) : 7.14
- Struktur Elektron : (Ar) 3d<sup>10</sup>4s<sup>2</sup>
- Penggolongan : Logam Transisi
- Tingkat Oksidasi : 2
- Warna : putih kebiruan

Kadar komposisi unsur seng di kerak bumi adalah sekitar 75 ppm (0,007%). Hal ini menjadikan seng sebagai unsur ke-24 paling melimpah di kerak bumi. Unsur ini biasanya ditemukan bersama dengan logam-logam lain seperti tembaga dan timbal dalam bijih logam. Seng diklasifikasikan sebagai kalkoifil, yang berarti bahwa unsur ini memiliki afinitas yang rendah terhadap oksigen dan lebih suka berikatan dengan belerang. Kalkoifil terbentuk ketika kerak bumi memadat dibawah kondisi atmosfer bumi awal yang mendukung reaksi reduksi. *Sfalerit* yang merupakan salah satu bentuk Kristal seng sulfide, merupakan bijih

logam yang paling banyak ditambang untuk mendapatkan seng, karena mengandung sekitar 60-62% seng.

Mineral lainnya yang juga mengandung seng adalah meliputi *smithsonit* (seng karbonat), *hemimorfite* (seng silikat), *wurtzite* (bentuk seng sulfida lainnya), dan hidrozinke. Terkecuali *wurtzite*, semua mineral ini terbentuk karena proses cuaca seng sulfida primordial.

Kebanyakan metaloid dan non logam dapat membentuk senyawa biner dengan seng, terkecuali gas mulia. Oksida ZnO merupakan bubuk berwarna putih yang hampir tidak larut dalam larutan netral. Ia bersifat amfoter dan dapat larut dalam larutan asam dan basa kuat. *Kalkogenida* lainnya seperti ZnS, ZnSe, dan ZnTe, memiliki banyak aplikasinya dalam bidang elektronik dan optik. *Pniktogenida* ( $Zn_3N_2$ ,  $Zn_3P_2$ ,  $Zn_3As_2$ , dan  $Zn_3Sb_2$ ), peroksida  $ZnO_2$ , hibrida  $ZnH_2$  dan karbida  $ZnC_2$  juga dikenal keberadaannya. Dari unsur halida,  $ZnF_2$  memiliki sifat yang paling ionik, sedangkan sisanya ( $ZnCl_2$ ,  $ZnBr_2$ , dan  $ZnI_2$ ) bertitik lebur rendah dan dianggap lebih bersifat kovalen.

Dalam larutan basa lemah yang mengandung ion  $Zn^{2+}$ , hidroksida dari seng  $Zn(OH)_2$  terbentuk sebagai endapan putih. Dalam larutan yang lebih alkalin, hidroksida ini akan terlarut dalam bentuk  $[Zn(OH)_4]^{2-}$ . Senyawa nitrat  $Zn(NO_3)_2$ , klorat  $Zn(ClO_3)_2$ , sulfat  $ZnSO_4$ , fosfat  $Zn_3(PO_4)_2$ , molibdat  $ZnMoO_4$ , sianida  $Zn(CN)_2$ , arsenit  $Zn(AsO_2)_2$ , arsenat  $Zn(AsO_4)_2 \cdot 8H_2O$  dan kromat  $ZnCrO_4$  merupakan beberapa contoh senyawa anorganik seng. Salah satu senyawa organik paling sederhana dari seng adalah senyawa asetat  $Zn(O_2CCH_3)_2$ .



Senyawa organo-seng merupakan senyawa-senyawa yang mengandung ikatan kovalen seng-karbon. *Dietilseng* ( $(C_2H_5)_2Zn$ ) merupakan salah satu *reagen* dalam kimia sintesis. Senyawa ini pertama kali dilaporkan pada tahun 1848 dari reaksi antara seng dengan *etil iodide* dan merupakan senyawa yang pertama kali diketahui memiliki ikatan sigma logam-karbon.

#### 2.2.4 Aluminium (Al)

Aluminium adalah logam putih yang bubuknya berwarna abu-abu dan dikenal mempunyai tingkat oksidasi +3 dalam senyawanya.



**Gambar2.4.** Aluminium (Al)

Data teknis tentang aluminium (Al) adalah sebagai berikut :

- Nama (Lambang) : Aluminium (Al)
- Nomor Atom : 13
- Massa Atom : 26.9815
- Titik Lebur : 660 °C
- Titik didih : 2450 °C

- Massa Jenis (g/m) (3) : 2.70
- Struktur Elektron : (Ne)  $3s^23p^1$
- Tingkat Oksidasi : 3
- Warna : putih

Logam aluminium (Al) tahan terhadap korosi udara karena reaksi antara logam aluminium dengan oksigen udara menghasilkan oksidanya,  $Al_2O_3$  yang membentuk lapisan nonpori dan membungkus permukaan logam hingga tidak terjadi reaksi lanjut. Lapisan dengan ketebalan  $10^{-4}$ - $10^{-6}$  mm sudah cukup mencegah terjadinya kontak lanjut permukaan logam dengan oksigen. Hal ini dapat terjadi karena ion oksigen mempunyai jari-jari ionik (124 pm) tidak jauh berbeda dari jari-jari metalik atom aluminium (143 pm). Akibatnya kemasannya permukaan hampir tidak berubah karena jari-jari ion aluminium (68 pm) tepat menempati rongga-rongga struktur permukaan oksida. Hal ini berbeda dari oksidasi besi yang bersifat berpori, tidak mampu melindungi bagian dalam besi sehingga korosi terus berlanjut.

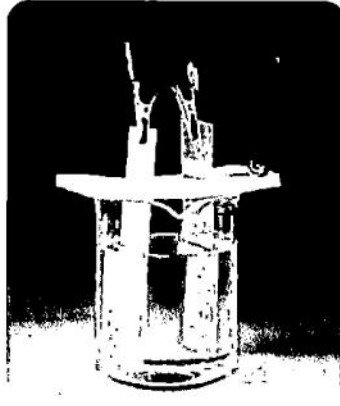
#### 2.2.5 Sel Elektrokimia

Dalam reaksi redoks terjadi transfer elektron dari reduktor ke oksidator. Pengetahuan adanya transfer elektron memberikan manfaat dalam upaya mengembangkan sumber energi listrik alternatif karena aliran listrik tiada lain adalah aliran elektron. Energi yang dilepaskan dari reaksi redoks dapat diubah

menjadi energi listrik dan ini digambarkan dalam sel volta atau sel galvani. Sedangkan jika energi listrik dialirkan dalam larutan elektron, maka akan terjadi reaksi redoks dan ini digambarkan dalam sel elektrokimia.

### 1. Sel Volta

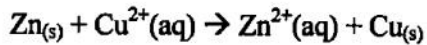
Sel volta sederhana dalam reaksi redoks terjadi transfer elektron yang menghasilkan energi listrik, seperti ditunjukkan pada gambar 2.5. Oleh karena itu, reaksi redoks dapat dipisahkan menjadi dua setengah reaksi. Sel volta pun dapat dirancang menjadi dua tempat, yakni tempat untuk reaksi oksidasi dan tempat untuk reaksi reduksi. Kedua tempat tersebut dihubungkan melalui rangkaian luar (aliran muatan elektron) dan rangkaian dalam jembatan garam (aliran massa dari ion-ion).



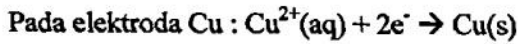
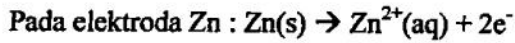
Sumber: Sougou Kagashi

**Gambar 2.5** Sel volta sederhana

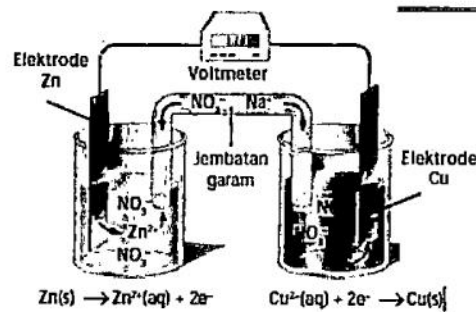
Jika kedua rangkaian dihubungkan, akan terjadi reaksi redoks diantara kedua setengah sel itu (Gambar 2.5). Persamaan reaksi ionnya adalah :



Persamaan setengah reaksi selnya :



Misalkan proses reaksi redoks pada larutan  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  dengan menggunakan elektroda logam Zn dan logam Cu, seperti pada Gambar 2.6 :

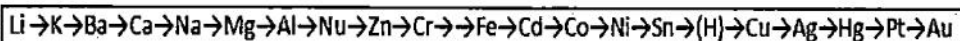


**Gambar 2.6** Proses reaksi redoks pada larutan  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

Proses pembentukan energi listrik dari reaksi redoks dalam sel volta. Logam Zn akan teroksidasi membentuk ion  $\text{Zn}^{2+}$  dan melepaskan 2 elektron. Kedua elektron ini akan mengalir melewati voltmeter menuju elektroda Cu. Kelebihan elektron pada elektroda Cu akan diterima oleh ion  $\text{Cu}^{2+}$  yang disediakan oleh larutan  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  sehingga terjadi reduksi ion  $\text{Cu}^{2+}$  menjadi  $\text{Cu}_{(s)}$ . Ketika reaksi berlangsung, dalam larutan  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  akan kelebihan ion  $\text{Zn}^{2+}$  (hasil oksidasi). Demikian juga dalam larutan  $\text{CuSO}_4$  akan kelebihan ion  $\text{NO}_3^{-}$  sebab ion pasangannya ( $\text{Cu}^{2+}$ ) berubah menjadi logam Cu yang terendapkan pada elektroda Cu. Kelebihan ion  $\text{Zn}^{2+}$  akan dinetralkan oleh ion  $\text{NO}_3^{-}$  dari

jembatan garam, demikian juga kelebihan ion  $\text{NO}_3^-$  akan dinetralkan oleh ion  $\text{Na}^+$  dari jembatan garam. Jadi, jembatan garam berfungsi menetralkan kelebihan ion-ion hasil reaksi redoks.

Dengan demikian, tanpa jembatan garam reaksi berlangsung hanya sesaat sebab kelebihan ion-ion hasil reaksi redoks tidak ada yang menetralkan dan akhirnya reaksi berhenti seketika. Dalam sel elektrokimia, tempat terjadinya reaksi oksidasi (elektrode Zn) dinamakan anoda, sedangkan tempat terjadinya reaksi reduksi (elektrode Cu) dinamakan katoda. Alessandro Volta melakukan eksperimen dan berhasil menyusun deret keaktifan logam atau deret potensial logam yang dikenal dengan *deret Volta*.



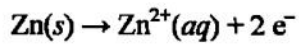
Semakin ke kiri suatu unsur dalam deret Volta, sifat reduktornya semakin kuat. Artinya, suatu unsur akan mampu mereduksi ion-ion unsur di sebelah kanannya, tetapi tidak mampu mereduksi ion-ion dari unsur di sebelah kirinya. Logam Na, Mg, dan Al terletak di sebelah kiri H sehingga logam tersebut dapat mereduksi ion  $\text{H}^+$  untuk menghasilkan gas  $\text{H}_2$ , sedangkan logam Cu dan Ag terletak di sebelah kanan H sehingga tidak dapat mereduksi ion  $\text{H}^+$  (tidak bereaksi dengan asam). Deret Volta juga dapat menjelaskan reaksi logam dengan logam lain. Misalnya, logam Zn dimasukkan ke dalam larutan  $\text{CuSO}_4$ . Reaksi yang terjadi adalah Zn mereduksi  $\text{Cu}^{2+}$  (berasal dari  $\text{CuSO}_4$ ) dan menghasilkan endapan logam Cu karena Zn terletak di sebelah kiri Cu.



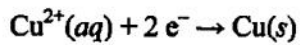
## 2. Notasi Sel Elektrokimia

Misal Reaksi yang terjadi pada sel Volta adalah  $\text{Zn}(s) + \text{CuSO}_4(aq) \rightarrow \text{ZnSO}_4(aq) + \text{Cu}(s)$

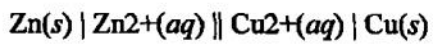
Reaksi oksidasi (anode)



Reaksi reduksi (katode)



Penulisan reaksi redoks tersebut dapat juga dinyatakan dengan diagram sel berikut:



dengan:

| = perbedaan fase

|| = jembatan garam

sebelah kiri || = reaksi oksidasi

sebelah kanan || = reaksi reduksi

### 3. Potensial Elektrode dan GGL Sel

Dalam sel elektrokimia, untuk mendorong elektron mengalir melalui rangkaian luar dan menggerakkan ion-ion di dalam larutan menuju elektrode diperlukan suatu usaha. Usaha atau kerja yang diperlukan ini dinamakan daya gerak listrik, disingkat GGL.

#### a. Makna GGL Sel

Kerja yang diperlukan untuk menggerakkan muatan listrik (GGL) di dalam sel bergantung pada perbedaan potensial di antara kedua elektrode. Beda potensial ini disebabkan adanya perbedaan kereaktifan logam di antara kedua elektrode. Nilai GGL sel merupakan gabungan dari potensial anode (potensial oksidasi) dan potensial katode (potensial reduksi). Dalam bentuk persamaan ditulis sebagai berikut.

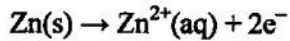
$$\text{GGL (Esel)} = \text{potensial reduksi} + \text{potensial oksidasi}$$

Potensial reduksi adalah ukuran kemampuan suatu oksidator (zat pengoksidasi = zat tereduksi) untuk menangkap elektron dalam setengah reaksi reduksi. Potensial oksidasi kebalikan dari potensial reduksi dalam reaksi sel elektrokimia yang sama.

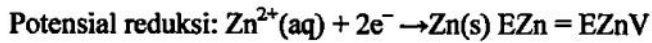
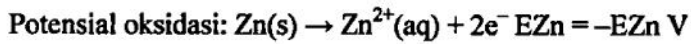
$$\text{Potensial oksidasi} = -\text{Potensial reduksi}$$

Tinjaulah setengah reaksi sel pada elektrode Zn dalam larutan  $\text{ZnSO}_4$ .

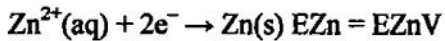
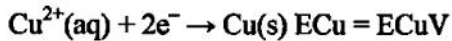
Reaksi setengah selnya sebagai berikut.



Jika  $-E_{\text{Zn}}$  adalah potensial elektrode untuk setengah reaksi oksidasi,  $+E_{\text{Zn}}$  adalah potensial untuk setengah sel reduksinya:



Sel elektrokimia yang terdiri atas elektrode Zn dan Cu dengan reaksi setengah sel masing-masing:



Nilai GGL sel elektrokimia tersebut adalah :

$$E_{\text{sel}} = E_{\text{Cu}} + (-E_{\text{Zn}}) = E_{\text{Cu}} - E_{\text{Zn}}$$

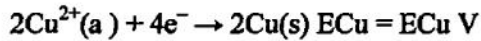
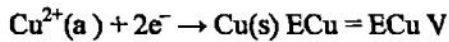
Dengan demikian, nilai GGL sel sama dengan perbedaan potensial kedua elektrode. Oleh karena reaksi reduksi terjadi pada katode dan reaksi oksidasi terjadi pada anode maka nilai GGL sel dapat dinyatakan sebagai perbedaan potensial berikut.

$$E_{\text{sel}} = E_{\text{Reduksi}} - E_{\text{Oksidasi}} \quad \text{atau} \quad E_{\text{sel}} = E_{\text{Katode}} - E_{\text{Anode}}$$

Nilai potensial elektrode tidak bergantung pada jumlah zat yang terlibat dalam reaksi. Berapapun jumlah mol zat yang direaksikan, nilai potensial selnya tetap.



Contoh:

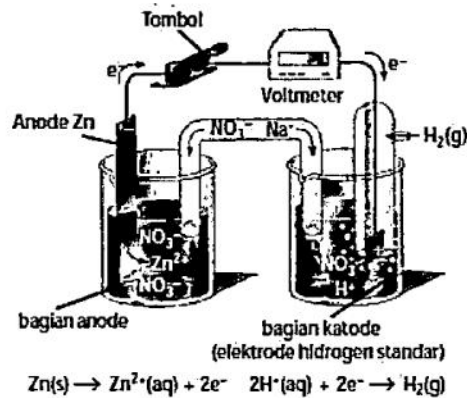


#### b. Potensial Elektrode Standar (E )

Oleh karena potensial oksidasi merupakan kebalikan dari potensial reduksinya maka data potensial elektrode suatu logam tidak perlu diketahui duanya, melainkan salah satu saja. Misalnya, data potensial reduksi atau data potensial oksidasi. Menurut perjanjian IUPAC, potensial elektrode yang dijadikan sebagai standar adalah potensial reduksi. Dengan demikian, semua data potensial elektrode standar dinyatakan dalam bentuk potensial reduksi standar. Potensial reduksi standar adalah potensial reduksi yang diukur pada keadaan standar, yaitu konsentrasi larutan M (sistem larutan) atau tekanan atm (sel yang melibatkan gas) dan suhu 0 . Untuk mengukur potensial reduksi standar tidak mungkin hanya setengah sel (sel tunggal) sebab tidak terjadi reaksi redoks. Oleh sebab itu, perlu dihubungkan dengan setengah sel oksidasi. Nilai GGL sel yang terukur dengan voltmeter merupakan selisih kedua potensial sel yang dihubungkan (bukan nilai mutlak). Berapakah nilai pasti dari potensial reduksi?

Oleh karena nilai GGL sel bukan nilai mutlak maka nilai potensial salah satu sel tidak diketahui secara pasti. Jika salah satu elektrode dibuat tetap dan elektrode yang lain diubah-ubah, potensial sel yang dihasilkan akan berbeda. Jadi, potensial sel suatu elektrode tidak akan diketahui secara pasti, yang dapat

ditentukan hanya nilai relatif potensial sel suatu elektrode. Oleh karena itu, untuk menentukan potensial reduksi standar diperlukan potensial elektrode rujukan sebagai acuan. Dalam hal ini, IUPAC telah menetapkan elektrode standar sebagai rujukan adalah elektrode hidrogen, seperti ditunjukkan pada Gambar 2.7.



Sumber: Chemistry: The Central Science, 2000

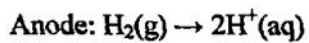
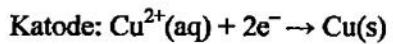
**Gambar 2.7** Elektroda hidrogen ditetapkan sebagai elektroda standar

Elektrode hidrogen pada keadaan standar,  $E^{\circ}$ , ditetapkan pada konsentrasi  $\text{H}^{+}$  1 M dengan tekanan gas  $\text{H}_2$  1 atm pada  $25^{\circ}\text{C}$ . Nilai potensial elektrode standar ini ditetapkan sama dengan nol volt atau  $E^{\circ}_{\text{H}^{+} \rightarrow \text{H}_2} = 0,00 \text{ V}$ . Potensial elektrode standar yang lain diukur dengan cara dirangkaikan dengan potensial elektrode hidrogen pada keadaan standar, kemudian GGL selnya diukur. Oleh karena potensial elektrode hidrogen pada keadaan standar ditetapkan sama dengan nol, potensial yang terukur oleh voltmeter dinyatakan sebagai potensial sel pasangannya.

Contoh Menentukan Potensial Elektrode Standar :

Menghitung potensial elektrode Cu yang dihubungkan dengan elektrode hidrogen pada keadaan standar jika voltmeter menunjukkan nilai 0,34 volt.

Persamaan setengah reaksi sel yang terjadi:



Nilai GGL sel:

$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{katode}} - E^{\circ}_{\text{anode}}$$

$$0,34 \text{ V} = E^{\circ}_{\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{H}_2}$$

$$0,34 \text{ V} = E^{\circ}_{\text{Cu}} - 0,00 \text{ V} \rightarrow E^{\circ}_{\text{Cu}} = 0,34 \text{ V}$$

Jadi, potensial reduksi standar untuk elektrode Cu adalah 0,34 volt. Berdasarkan Contoh diatas, potensial elektroda yang lain untuk berbagai reaksi setengah sel dapat diukur, hasilnya ditunjukkan pada tabel nilai potensial reduksi standar beberapa elektroda.

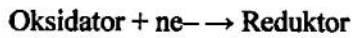
**Tabel 2.1** Nilai Potensial Reduksi Standar Beberapa Elektroda

Reaksi reduksi	$E^{\circ}_{\text{sel}}$
$\text{Li}^{+}(\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3,04
$\text{Na}^{+}(\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2,71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2,38
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^{-} \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^{-}(\text{aq})$	-0,83

$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{s})$	-0,74
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,41
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{s})$	-0,40
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0,23
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0,13
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,04
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{s})$	0,00
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	0,15
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+(\text{aq})$	0,16
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	0,34
$\text{Cu}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	0,52
$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$	0,54
$\text{Fe}_3^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	0,77
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	0,80
$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}(\text{l})$	0,85
$2\text{Hg}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}_2(\text{aq})$	0,90
$\text{Br}_2(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq})$	1,07
$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1,23
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	1,36
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1,78
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	2,01
$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{F}^-(\text{aq})$	2,87

### c. Kekuatan Oksidator dan Reduktor

Data potensial reduksi standar pada Tabel 2.1 menunjukkan urutan kekuatan suatu zat sebagai oksidator (zat tereduksi).



Semakin positif nilai  $E^\circ_{\text{sel}}$ , semakin kuat sifat oksidatornya. Sebaliknya, semakin negatif nilai  $E^\circ_{\text{sel}}$ , semakin lemah sifat oksidatornya. Berdasarkan data potensial pada Tabel 2.1, oksidator terkuat adalah gas fluorin ( $\text{F}_2$ ) dan oksidator paling lemah adalah ion  $\text{Li}^+$ . Reduktor paling kuat adalah logam Li dan reduktor paling lemah adalah ion  $\text{F}^-$ .



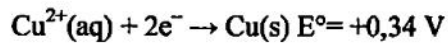
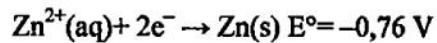
Dengan demikian, dapat disimpulkan bahwa suatu reduktor paling kuat merupakan oksidator yang paling lemah. Sebaliknya, suatu oksidator terkuat merupakan reduktor terlemah.

### d. Penentuan GGL Sel.

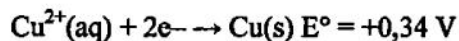
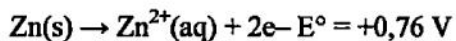
Nilai GGL sel elektrokimia dapat ditentukan berdasarkan tabel potensial elektrode standar. Syarat bahwa sel elektrokimia akan berlangsung spontan jika oksidator yang lebih kuat berperan sebagai pereaksi atau GGL sel berharga positif.

$$E_{\text{sel}} = (E_{\text{katode}} - E_{\text{anode}}) 0$$

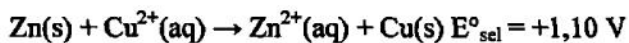
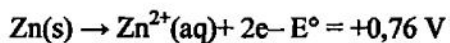
Sel elektrokimia yang dibangun dari elektrode Zn dan Cu memiliki setengah reaksi reduksi dan potensial elektrode berikut.



Untuk memperoleh setengah reaksi oksidasi, salah satu dari reaksi tersebut dibalikkan. Pembalikan setengah reaksi yang tepat adalah reaksi reduksi yang potensial setengah selnya lebih kecil. Pada reaksi tersebut yang dibalik adalah reaksi reduksi  $\text{Zn}^{2+}$  sebab akan menghasilkan nilai GGL sel positif. Pembalikan reaksi reduksi  $\text{Zn}^{2+}$  menjadi reaksi oksidasi akan mengubah tanda potensial selnya.



Penggabungan kedua setengah reaksi tersebut menghasilkan persamaan reaksi redoks dengan nilai GGL sel positif.



Nilai GGL sel sama dengan potensial standar katode (reduksi) dikurangi potensial standar anode (oksidasi). Metode ini merupakan cara alternatif untuk menghitung GGL sel.

$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{katode}} - E^{\circ}_{\text{anode}}$$

$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{Zn}} = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,10 \text{ V}$$

Prinsip kerja dari sel volta ini, adalah :

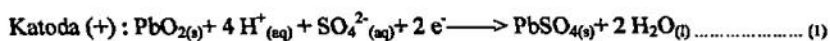
1. Terdiri dari elektroda dan elektrolit yang dihubungkan dengan sebuah jembatan garam.
2. Pada anoda terjadi reaksi oksidasi dan pada katoda terjadi reaksi reduksi.
3. Arus elektron mengalir dari katoda ke anoda
4. Arus listrik mengalir dari katoda ke anoda
5. Adanya jembatan garam untuk menyetimbangkan ion-ion dalam larutan.
6. Terjadi perubahan energi : energi kimia menjadi energi listrik.

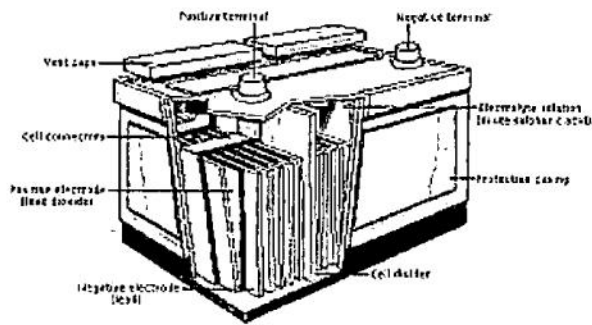
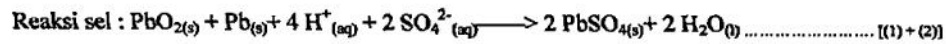
Macam-macam sel volta diantaranya yaitu :

1. Aki

Dikenal dengan sebutan baterai mobil atau aki/accu. Baterai penyimpan plumbum (timbal) terdiri dari enam sel yang terhubung secara seri. Anoda pada setiap sel adalah plumbum (Pb), sedangkan katodanya adalah plumbum dioksida (PbO<sub>2</sub>). Elektroda dicelupkan ke dalam larutan asam sulfat (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>).

Reaksi selnya pada saat pemakaian aki adalah sebagai berikut :





**Gambar 2.8 Aki**

Pada kondisi normal, masing-masing sel menghasilkan potensial sebesar 2 volt. Dengan demikian, sebuah aki dapat menghasilkan potensial sebesar 12 volt. Ketika reaksi diatas terjadi, kedua elektroda menjadi terlapisi oleh padatan plumbum (II) sulfat,  $\text{PbSO}_4$ , dan asam sulfatnya semakin habis.

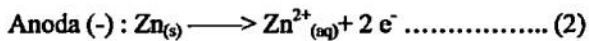
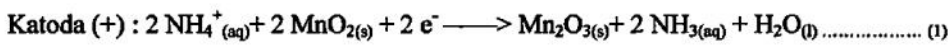
Semua sel galvanik menghasilkan listrik sampai semua reaktannya habis, kemudian harus dibuang. Hal ini terjadi pada sel kering dan sel merkuri. Namun, sel aki dapat diisi ulang (*rechargeable*), sebab reaksi redoksnya dapat dibalik untuk menghasilkan reaktan awalnya. Reaksi yang terjadi saat pengisian aki merupakan kebalikan dari reaksi yang terjadi saat pemakaian aki.



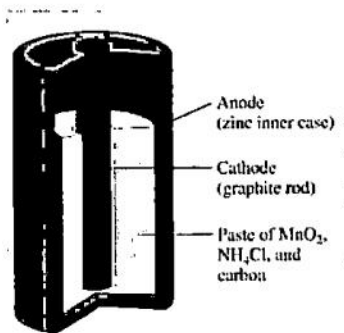
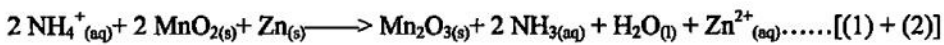
## 2. Baterai Kering

Pada batu baterai kering, logam seng berfungsi sebagai anoda. Katodanya berupa batang grafit yang berada di tengah sel. Terdapat satu lapis mangan dioksida dan karbon hitam mengelilingi batang grafit dan pasta kental yang terbuat dari amonium klorida dan seng (II) klorida yang berfungsi sebagai elektrolit. Potensial yang dihasilkan sekitar 1,5 volt.

Reaksi selnya adalah sebagai berikut :



Reaksi Sel :

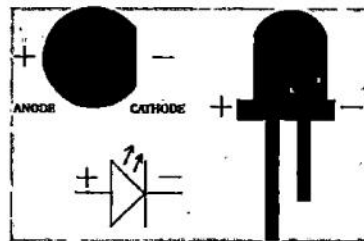


Gambar 2.9 Baterai Kering

Pada batu baterai kering alkalin (baterai alkalin), amonium klorida yang bersifat asam pada sel kering diganti dengan kalium hidroksida yang bersifat basa (alkalin). Dengan bahan kimia ini, korosi pada bungkus logam seng dapat dikurangi.

### 2.2.6 LED

LED adalah singkatan dari *Light Emitting Dioda*, merupakan komponen yang dapat mengeluarkan emisi cahaya. Dioda pancaran cahaya adalah suatu semi konduktor yang memancarkan cahaya monokromatik yang tidak koheren ketika diberi tegangan maju. Karakteristik chip LED pada umumnya adalah sama dengan karakteristik diode yang hanya memerlukan tegangan tertentu untuk dapat beroperasi. Namun bila diberikan tegangan yang terlalu besar, LED akan rusak walaupun tegangan yang diberikan adalah tegangan maju. Tegangan yang diperlukan sebuah diode untuk dapat beroperasi adalah tegangan maju ( $V_f$ ).



**Gambar 2.10** *Light Emitting Dioda (LED)*

Lampu LED adalah suatu lampu indikator dalam perangkat elektronika yang biasanya memiliki fungsi untuk menunjukkan status dari perangkat elektronika tersebut. Pengembangan LED dimulai dengan alat inframerah dan merah dibuat dengan *gallium arsenide*. Perkembangan dalam ilmu material telah memungkinkan produksi alat dengan panjang yang lebih pendek, menghasilkan cahaya dengan warna bervariasi.

LED konvensional terbuat dari mineral anorganik yang bervariasi, menghasilkan warna sebagai berikut :

- Aluminium gallium arsenide (AlGaAs) – merah dan inframerah
- Gallium aluminium phosphide – hijau
- Gallium arsenide/phosphide (GaAsP) – merah, oranye, merah, oranye dan kuning.
- Gallium nitride (GaN) – hijau, hijau murni (atau hijau emerald) dan biru.
- Gallium phosphide (GaP) – merah, kuning dan hijau
- Zinc selenide (ZnSe) – biru
- Indium gallium nitride (InGaN) – hijau kebiruan dan biru
- Indium gallium aluminium phosphide – oranye, merah, oranye, kuning dan hijau
- Silicon carbide (SiC) – biru
- Diamond (C) – ultraviolet
- Silicon (Si) – biru (dalam pengembangan)
- Sapphire ( $Al_2O_3$ ) – biru

Led biru pertama yang dapat mencapai keterangan komersial menggunakan substrat gallium nitride yang ditemukan oleh Shuji Nakamura tahun 1993 sewaktu berkarir di Nichia Corporation di Jepang.

Led dengan cahaya putih sekarang ini mayoritas dibuat dengan cara melapisi substrat gallium nitride (GaN) dengan fosfor kuning. Karena warna kuning merangsang penerima warna merah dan hijau di mata manusia, kombinasi

antara warna kuning dari fosfor dan warna biru dari substrat akan memberikan kesan warna putih bagi mata manusia.

Led putih juga dapat dibuat dengan cara melapisi fosfor biru, merah dan hijau di substrat ultraviolet dekat yang lebih kurang sama dengan cara kerja lampu fluoresen. Metode terbaru untuk menciptakan cahaya putih dari Led adalah dengan tidak menggunakan fosfor sama sekali melainkan menggunakan substrat-seng selenida yang dapat memancarkan cahaya biru dari area aktif dan cahaya kuning dari substrat itu sendiri.

Pada umumnya Led super bright dapat menyala apabila dialiri tegangan listrik rendah 3 volt DC (normalnya). Lampu Led ini digunakan untuk mengetahui apakah tegangan listrik yang dihasilkan air kelapa dapat menghidupkan lampu led super bright ini.

Spesifikasi :

- Warna cahaya : ultra bright (631 nm)
- Warna lensa : water clear
- Forward voltage : 2,1V @ $I_f=20\text{mA}$
- Material : AlGaInP
- Sudut pancaran :  $10^\circ$
- Luminasi : 2000mCd @ $I_f=20\text{mA}$

#### 2.2.7 Indikator Asam Basa dan pH Meter

pH meter adalah alat ukur elektronik yang digunakan untuk mengukur kadar pH (keasaman atau alkalinitas) dari sebuah cairan, meski terkadang bisa

digunakan untuk mengukur kadar pH zat setengah padat. Umumnya pH meter terdiri dari probe pengukur khusus (elektroda kaca) yang terhubung dengan meter elektronik yang mengukur dan menampilkan hasil pembacaan pH.

Dalam perawatan pH meter, terdapat beberapa larangan yang harus dihindari. pH meter ini jangan digunakan untuk mengukur cairan sebagai berikut :

1. Air panas dengan suhu melebihi suhu kamar karena pengukuran menjadi tidak presisi.
2. Air es/air dingin dengan suhu dibawah suhu kamar karena pengukuran menjadi tidak presisi
3. Jenis air atau cairan lainnya yang tidak masuk dalam range pengukuran dan spesifikasi alat.

Pada semua masalah yang ada, maka pH meter ini juga memerlukan perawatan yang baik dengan kalibrasi yang tepat. Untuk pengukuran yang sangat presisi, pH meter harus dikalibrasi setiap sebelum dan sesudah melakukan pengukuran. Untuk penggunaan normal, kalibrasi harus dilakukan setiap hari. Alasan melakukan hal ini adalah probe elktroda kaca tidak diproduksi dalam jangka waktu yang lama. Kalibrasi harus dilakukan setidaknya dengan dua macam cairan *standart buffer solution* yang sesuai dengan rentang nilai pH yang akan diukur.

Penggunaan umum *buffer* pH 4 dan pH 10 diperbolehkan, pH meter memiliki pengontrol pertama (kalibrasi) untuk mengatur pembacaan meter agar

sama dengan nilai *standart buffer* pertama dan pengontrol kedua (*slope*) yang digunakan menyetel pembacaan meter sama dengan nilai buffer kedua.

Proses kalibrasi memiliki kolerasi dengan tegangan yang dihasilkan oleh probe (sekitar 0.06 volt per pH unit) dengan skala pH. Setiap selesai satu pengukuran, probe dicuci dengan menggunakan air suling atau air de-ionisasi untuk membuang bekas solution yang sedang diukur, keringkan dengan *tissue* bersih untuk menyerap sisa air yang dapat mengakibatkan tercampurnya sampel dan mempengaruhi pembacaan pengukuran.

pH meter ini dapat digunakan untuk mengidentifikasi senyawa asam dan basa. Berdasarkan pengertian asam-basa menurut Arrhenius beserta sifat-sifatnya, suatu senyawa bersifat asam dalam air karena adanya ion  $H^+$ . Adapun suatu senyawa yang bersifat basa dalam air jika ada ion  $OH^-$ . pH adalah kepanjangan dari pangkat hidrogen atau *power of hydrogen*. pH larutan menyatakan konsentrasi ion  $H^+$  dalam larutan. Suatu zat asam yang dimasukkan ke dalam air akan mengakibatkan bertambahnya ion hydrogen ( $H^+$ ) dalam air dan berkurangnya ion hidroksida ( $OH^-$ ). Sedangkan pada basa, akan terjadi sebaliknya. Zat basa yang dimasukkan ke dalam air akan mengakibatkan bertambahnya ion hidroksida ( $OH^-$ ) dan berkurangnya ion hidrogen ( $H^+$ ). Jumlah ion  $H^+$  dan  $OH^-$  di dalam air dapat digunakan untuk menentukan derajat keasaman atau kebasaan suatu zat. Semakin asam suatu zat semakin banyak ion  $H^+$  dan semakin sedikit jumlah ion  $OH^-$  di dalam air. Sebaliknya, semakin basa suatu zat, semakin sedikit jumlah ion  $H^+$  dan semakin banyak ion  $OH^-$  di dalam air. Untuk mengetahui apakah suatu larutan mengandung ion  $H^+$  atau ion  $OH^-$ ,

dapat dilakukan dengan cara mengujinya menggunakan pH meter dan kertas lakmus.

Sejauh mana keasaman dan kebasaan suatu larutan, dapat dinyatakan secara lengkap dan ringkas biaya pH-nya, yaitu :

- Jika pH 7,0 maka larutan bersifat netral
- Jika pH dibawah 7,0 maka larutan bersifat asam
- Jika pH diatas 7,0 maka larutan bersifat basa

Beberapa cirri umum pada larutan yang mempunya sifat asam, basa dan netral, yaitu sebagai berikut :

- Larutan asam mempunyai ciri-ciri yaitu : Terasa asam, bersifat korosif, dapat memerahkan kertas lakmus biru, larutan dalam air dapat menghantarkan arus listrik, menyebabkan perkaratan logam (korosif).
- Larutan basa mempunyai ciri-ciri yaitu : Rasanya pahit, bersifat licin, dapat membirukan lakmus merah, larutan dalam air dapat menghantarkan listrik, jika mengenai kulit akan mengakibatkan pelepuhan (kaustik).
- Contoh larutan netral yaitu : Alkohol/Ethanol, garam (natrium klorida = NaCl), ammonium klorida, air abu (air alkali = garam alkali).

Asam terbagi menjadi dua yaitu asam lemah dan asam kuat. Demikian juga basa, ada basa kuat dan basa lemah. Kekuatan asam atau basa tergantung dari bagaimana suatu senyawa diuraikan dalam pembentukan ion-ion, jika senyawa

tersebut dalam air. Asam atau basa juga bersifat elektrolit, daya hantar elektrolit bergantung pada konsentrasi ion-ion dalam larutan.

Elektrolit kuat jika dapat terionisasi secara sempurna sehingga konsentrasi ion relatif besar, sedangkan elektrolit lemah jika hanya sebagian kecil saja yang dapat terionisasi sehingga konsentrasi ion relatif sedikit. Untuk mengetahui suatu larutan termasuk elektrolit atau bukan dapat menggunakan alat penguji elektrolit atau juga dapat menggunakan alat pH meter dan indikator universal untuk mengetahui pH suatu larutan secara sehingga dapat diketahui apakah larutan tersebut termasuk asam, basa atau garam. Nilai pH ditunjukkan dengan skala secara sistematis dengan nomor 0-14.

Kuat relatif asam dan basa dapat dilihat pada tabel 2.2 kuat relative asam dan basa berikut :

**Tabel 2.2 Kuat relatif asam dan basa**

Jenis asam	Kuat / lemah	Terdapat pada
Asam askorbat	Lemah	Buah-buahan
Asam karbonat	Lemah	Minuman berkarbonat
Asam sitrat	Lemah	Jeruk
Asam etanoat	Lemah	Cuka
Asam laktat	Lemah	Susu basi
Asam klorida	Kuat	Lambung
Asam nitrat	Kuat	Pupuk
Asam fosfat	Lemah	Cat anti karat
Asam sulfat	Kuat	Aki
Asam formiat	lemah	semut