

*Hand Out*

# **HUKUM FARADAY**

**Disusun untuk memenuhi tugas work shop**

**PPG (Pendidikan Profesi Guru)**

**yang dibina oleh Pak I Wayan Dasna**



**Oleh:**

**LAURENSIUS E. SERAN**

**607332411998**

Emel.seran@yahoo.com

**wanibesak.wordpress.com**

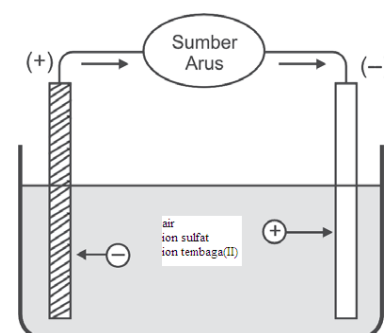
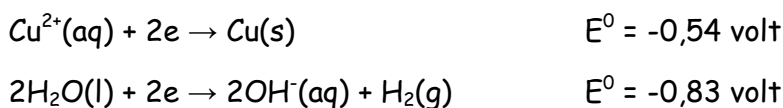
**UNIVERSITAS NEGERI MALANG**  
**FAKULTAS MATEMATIKA DAN ILMU PENGETAHUAN ALAM**  
**JURUSAN KIMIA**  
**Oktober 2012**

# Hukum Faraday

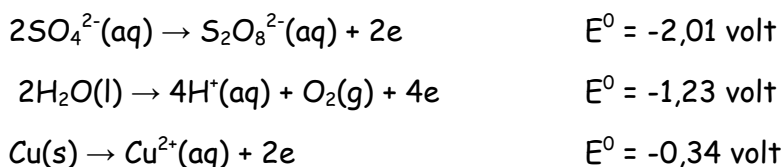
## Pendahuluan

Sebelum mempelajari hukum Faraday, kita tinjau terlebih dahulu tentang prinsip kerja dari sel elektrolisis. Sel elektrolisis terdiri dari sebuah wadah, elektroda, elektrolit dan sumber arus searah. Elektron (listrik) memasuki larutan melalui kutub negatif (Katode). Spesi tertentu dalam larutan menyerap elektron dari katode, sehingga dalam katode terjadi reaksi reduksi. Sementara itu spesi lain melepas elektron di anode, sehingga dalam anode (kutub positif) mengalami reaksi oksidasi. Dibawah ini adalah salah satu contoh reaksi yang terjadi pada sel elektrolisis, yaitu *Elektrolisis larutan CuSO<sub>4</sub> dengan elektrode Cu.*

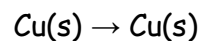
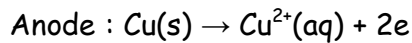
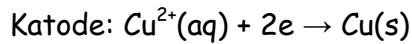
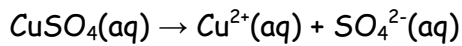
Pada elektroisis larutan CuSO<sub>4</sub> dengan elektroda Cu, terbentuk endapan Cu di katode dan anodanya (Cu) larut. Dalam larutan CuSO<sub>4</sub>, terdapat ion Cu<sup>2+</sup>, ion SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, molekul air, dan logam Cu (elektrode). Pada katode akan terjadi kompetisi antara ion Cu dan moleku air.



Potensial reduksi Cu lebih besar daripada H<sub>2</sub>O berdasarkan reaksi tersebut sehingga ion Cu<sup>2+</sup> lebih mudah mengalami reduksi. Pada anode akan terjadi kompetisi antara ion SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, molekul air, dan anode (Cu).



Potensial oksidasi Cu paling besar sehingga oksidasi logam tembaga lebih mudah terjadi. Reaksi elektrolisis larutan CuSO<sub>4</sub> dengan elektrode Cu secara keseluruhan dapat ditulis sebagai berikut.



(anode) (katode)

Dari reaksi di atas dapat diketahui, bahwa pada katode akan terdapat endapan Cu akibat reduksi yang terjadi, sebaliknya di anode, logam Cu akan larut ke larutan elektrolit. Banyak zat yang mengendap pada elektrode dapat dihitung dengan **HUKUM FARADAY**. Michael Faraday adalah orang Inggris pertama yang menerangkan hubungan kuantitatif antara banyaknya arus listrik yang digunakan pada elektrolisis dengan hasil elektrolisisnya. Hubungan kuantitatif itu disimpulkannya dalam dua hukum sebagai berikut.

### Hukum Faraday I

"massa zat yang dihasilkan atau melarut selama elektrolisis ( $G$ ) berbanding lurus dengan jumlah muatan listrik yang melalui sel elektrolisis ( $Q$ ).

$$G \sim Q$$

$G$  = massa zat yang dibebaskan atau melarut

$Q$  = jumlah muatan listrik yang digunakan

Pengukuran jumlah listrik dalam prakteknya dapat dilakukan dengan bantuan instrumen berupa amperemeter dan pencatat waktu. Jumlah listrik yang digunakan dalam elektrolisis merupakan hasil kali kuat arus (ampere) dengan waktu (detik) atau dapat ditulis:

$$Q = i \times t$$



Gambar Michael Faraday

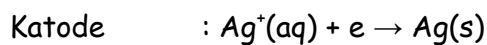
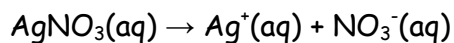
## Hukum Faraday II

"massa zat yang dihasilkan berbanding lurus dengan massa ekuivalennya untuk jumlah listrik yang sama.

Massa ekuivalen adalah massa atom relatif dibagi dengan muatan ion logam.

$$G \sim ME \quad ME = \text{massa ekuivalen}$$

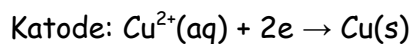
Pada elektrolisis larutan  $\text{AgNO}_3$  di katode akan terjadi reaksi berikut:



Berdasarkan reaksi tersebut untuk mengendapkan 1 mol Ag diperlukan 1 mol elektron.

Setiap 1 Faraday listrik diendapkan 1 mol Ag atau sebanyak 108 gram logam Ag ( $A_r \text{ Ag} = 108$ )

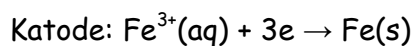
Reaksi elektrolisis larutan  $\text{CuSO}_4$  dan  $\text{FeCl}_3$  pada setiap katode terjadi reaksi, yaitu:



Berdasarkan persamaan reaksi :

$$2 \text{ mol } e \sim 1 \text{ mol Cu}$$

$$1 \text{ mol } e = \frac{1}{2} \text{ mol Cu} = \frac{1}{2} \times A_r \text{ Cu (gram)}$$



Berdasarkan persamaan reaksi:

$$1 \text{ mol } e = \frac{1}{3} \text{ mol Fe} = \frac{1}{3} \times A_r \text{ Fe (gram)}$$

Berdasarkan hukum Faraday II dan contoh di atas, masaa ekuivalen suatu zat sama dengan masaa atom relatif ( $A_r$ ) zat dibagi dengan perubahan bilangan oksidasi (pbo).

$$ME = \frac{A_r X}{pbo}$$

Hukum Faraday I dan II dapat disimpulkan bahwa setiap 1 Faraday listrik pada elektrolisis akan menghasilkan massa zat sebanyak massa ekivalennya.

$$G = \frac{ME}{F}$$

Dua hukum Faraday listrik akan menghasilkan  $G = \frac{2F \times ME}{F} = 2 ME$  sedangkan  $(i \times t)$

coulomb listrik menghasilkan  $G = \frac{i \times t \times ME}{F}$ . Berdasarkan instrumen yang ada, pada elektrolisis berlaku

$$G = \frac{ME \times i \times t}{96500}$$

Jika jumlah listrik yang sama dialirkan ke dalam dua atau lebih sel elektrolisis yang berbeda maka perbandingan massa zat yang dibebaskan sama dengan perbandingan masaa ekivalennya.

$$G_I : G_{II} : G_{III} = ME_I : ME_{II} : ME_{III}$$

Dua buah sel elektrolisis berisi larutan  $AgNO_3$  dan larutan  $CuSO_4$  pada setiap selnya, dihubungkan secara seri. Jika sel elektrolisis tersebut dialirkan arus  $i$  ampere selama  $t$  detik maka pada setiap katode akan diendapkan logam  $Ag$  dan logam  $Cu$ .

Perbandingan massa  $Ag$  dan massa  $Cu$  yang diendapkan sama dengan perbandingan massa ekuivalennya sesuai dengan hukum Faraday II.

$$G_{Ag} : G_{Cu} = ME_{Ag} : ME_{Cu}$$

### Aspek Kuantitatif Elektrolisis

Dari beberapa contoh reaksi elektrolisis di atas, pada setiap elektrode dapat menghasilkan zat padat maupun gas. Perhitungan kimia pada sel elektrolisis dapat dilakukan berdasarkan reaksi yang terjadi pada setiap elektrode dengan menganggap bahwa jumlah aliran listrik yang dialirkan pada sel elektrolisis merupakan aliran

elektron. Muatan listrik dari 1 mol elektron adalah 96500 coulomb atau 1 Faraday yang diterapkan dalam persamaan reaksi kimia.

Pada prakteknya, jumlah listrik yang diberikan pada sel elektrolisis hanya dapat diketahui dengan alat instrumen yang berhubungan dengan kuat arus dan waktu. Telah diketahui bahwa arus sebesar  $i$  ampere yang dialirkan selama  $t$  detik membawa muatan sebesar  $(i \times t)$  coulomb sehingga jumlah mol elektron dalam elektrolisis dapat ditentukan dengan rumus berikut.

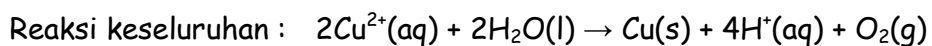
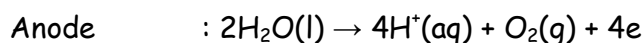
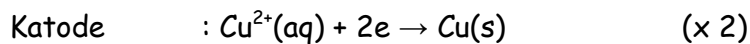
$$\text{Mol}_{\text{elektron}} = \frac{i \times t}{96500} \text{ mol}$$

### Contoh 6

1. Pada elektrolisis larutan  $\text{CuSO}_4$  dengan menggunakan elektrode grafit selama 30 menit dan arus sebesar 10 ampere, hitunglah
  - a. massa tembaga yang terjadi di katode jika  $\text{Ar Cu} = 63,5$
  - b. volume gas yang terjadi pada anode jika diukur pada keadaan standar ( $\text{AR O} = 16; \text{H} = 1$ ).

### Penyelesaian

Reaksi di ruang



$$\text{a. } G_{\text{Cu}} = \frac{ME \times i \times t}{96500} = \frac{10 \times 1800}{96500} \times \frac{63,5}{2} = 5,92 \text{ gram}$$

$$\text{b. } G_{\text{oksigen}} = \frac{ME \times i \times t}{96500} = \frac{10 \times 1800}{96500} \times \frac{32}{4} = 1,49 \text{ gram}$$

$$\text{Mol}_{\text{oksigen}} = \frac{1,49}{32} \text{ mol}$$

$$\text{Volume gas oksigen pada keadaan standar} = \frac{1,49}{32} \times 22,4\text{L} = 1,043 \text{ L}$$

2. Pada elektrolisis larutan  $\text{NiSO}_4$  selama 45 menit menghasilkan endapan Ni sebanyak 9,75 gram. Berapa gram Ag yang dihasilkan jika arus dalam waktu yang sama dialirkan pada elektrolisis larutan  $\text{AgNO}_3$ ? ( $\text{Ar Ni} = 58,5; \text{Ag} = 108$ )

Jawab

Cara I menggambarkan hukum Faraday II

Massa Ni : Massa Ag = ME Ni : ME Ag

$$9,75 \text{ g} : \text{Massa Ag} = \frac{58,5}{2} : 108$$

$$\text{Massa Ag} = \frac{108 \times 9,75 \times 2}{58,5} \text{ gram} = 36 \text{ gram}$$

Cara II menggunakan stoikiometri

Reaksi katode:  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2e \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$

2 mol e ~ 1 mol Ni

$$9,75 \text{ gram Ni} = \frac{9,75}{58,5} \text{ mol}$$

$$\frac{9,75}{58,5} \text{ mol Ni} = 2 \times \frac{9,75}{58,5} \text{ mol e}$$

Reaksi katode:  $\text{Ag}^+(\text{aq}) + e \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$

1 mol e ~ 1 mol Ag

$$\text{Jumlah mol e} = 2 \times \frac{9,75}{58,5} \text{ mol}$$

$$\text{Mol Ag} = 2 \times \frac{9,75}{58,5} \text{ mol}$$

$$\text{Massa Ag} = 2 \times \frac{9,75}{58,5} \times 108 \text{ gram} = 36 \text{ gram}$$

3. Berapa jumlah listrik dalam coulomb yang diperlukan untuk mengendapkan 15,875 gram tembaga (Ar Cu = 63,5) pada elektrolisis larutan  $\text{CuSO}_4$ ?

**Penyelesaian**

Reaksi di katode:  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2e \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$

Berdasarkan persamaan reaksi, 2 mol e ~ 1 mol Cu

$$\text{Mol Cu} = \frac{15,875}{63,5} \text{ mol}$$

$$\text{Jumlah mol elektron} = 2 \times \frac{15,875}{63,5} \text{ mol} = 0,5 \text{ mol}$$

1 mol elektron = 1 Faraday

Jumlah listrik yang diperlukan = 0,5 F = 48.250 coulomb

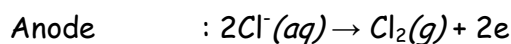
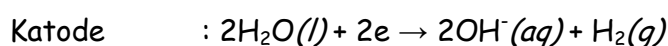
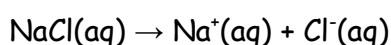
## Penggunaan Elektrolisis

Sel elektrolisis banyak digunakan dalam industri dapat dibagi dalam tiga bidang, yaitu produksi zat atau bahan, pemurnian logam, dan penyepuhan logam.

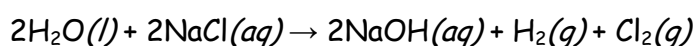
### 1. Produksi Zat atau Bahan

Bahan kimia yang digunakan dalam industri, kehidupan sehari-hari, dan laboratorium banyak dihasilkan melalui proses elektrolisis. Misalnya, gas klorin, gas fluorin, logam golongan IA, logam aluminium, logam magnesium, natrium hidroksida, dan natrium hipoklorit.

Beberapa proses elektrolisis digunakan untuk memproduksi zat yang sangat penting dalam industri kimia dasar, industri klorin, dan natrium hidroksida yang dibuat dari elektrolisis larutan natrium klorida. Proses ini disebut proses klor-alkali. Elektrolisis larutan NaCl tersebut menghasilkan NaOH di katode dan gas klorin di anode.



Persamaan reaksi lengkap yang terjadi seperti berikut ini:



Ruang katode dan anode harus dipisahkan agar  $\text{Cl}_2$  yang terbentuk di anode tidak bereaksi dengan NaOH yang terbentuk di katode selama proses elektrolisis.

Pemisahan kedua elektrode ini melahirkan sel-sel berikut ini.

#### a. Sel Diafragma

Ruang anode dan katode pada sel ioni dipisahkan dengan menggunakan asbes agar dapat dilalui oleh ion-ion dan dapat menahan terjadinya pencampuran larutan.

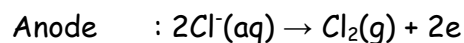
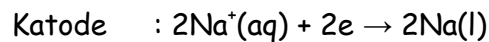
Kawat besi digunakan sebagai katode, sedangkan elektrode inert (grafit) digunakan sebagai anode. Sel ini menghasilkan larutan yang mengandung 10 - 12% NaOH yang tercampur dengan 14 - 16% NaCl di ruang katode. Proses penguapan dilakukan untuk memperoleh NaOH yang lebih pekat. Kemudian, NaCl dipisahkan



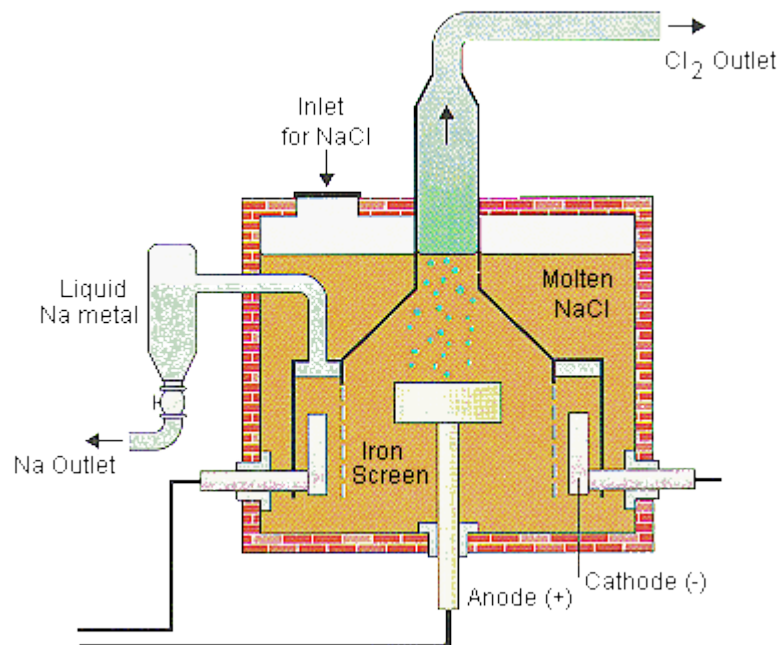
dengan pengkristalan. Hasil akhir proses ini diperoleh NaOH 50% dengan 1% NaCl sebagai pengotor. Proses elektrolisis ini menggunakan potensial 3,5 volt dan arus yang sangat besar sampai ribuan ampere.

#### b. Sel Down

Sel down menggunakan grafit sebagai anode dan besi sebagai katode dengan elektrolit lelehan NaCl. Reaksi yang terjadi dalam sel ini sebagai berikut.



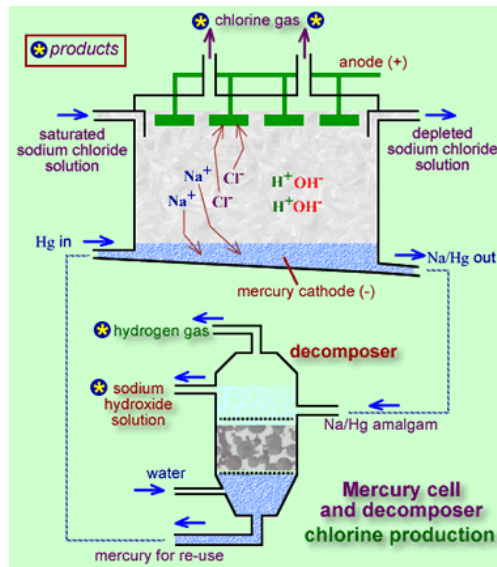
Logan natrium yang terbentuk dalam keadaan cair dikeluarkan dari sel, sedangkan gas klorin yang terbentuk dikeluarkan melalui tempat yang terpisah sehingga kedua hasilnya terpisah seperti pada Gambar berikut ini.



Gambar sel Down elektrolisis lelehan NaCl

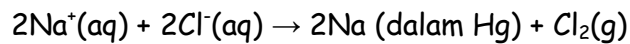
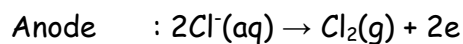
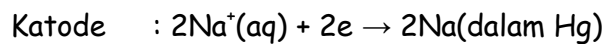
#### c. Sel Merkuri

Sel merkuri menghasilkan NaOH dengan kemurnian tinggi yang biasanya digunakan untuk pembuatan rayon. Raksa (Hg) yang mengalir sepanjang dasar tangki digunakan sebagai katode, sedangkan grafit yang tercelup dalam larutan NaCl digunakan sebagai anode.



Gambar Sel merkuri

Reaksi yang terjadi dalam sel sebagai berikut:



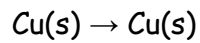
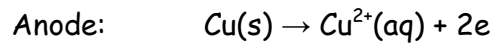
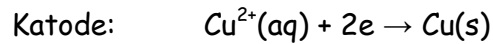
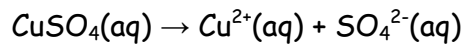
Setelah Na dalam Hg (Na-amalgam) dikeluarkan dari sel, kemudian ditambahkan air maka akan terbentuk reaksi



Berdasarkan persamaan reaksi dapat dilihat bahwa sel ini selain menghasilkan NaOH dengan kemurnian tinggi, diperoleh juga hasil yang lain, seperti gas  $\text{Cl}_2$  dan gas  $\text{H}_2$ . Raksa cair yang diperoleh akan diambil kembali untuk proses elektrolisis selanjutnya.

## 2. Pemurnian Logam

Tembaga merupakan logam yang berfungsi sebagai kawat penghantar listrik yang baik dalam industri elektronika sehingga tembaga harus mempunyai kemurnian tinggi. Tembaga dapat dimurnikan dengan cara elektrolisis, yaitu menempatkan susunan tembaga kotor sebagai anode dan tembaga murni sebagai katode dengan larutan  $\text{CuSO}_4$  sebagai larutan elektrolit. Tembaga di anode larut selama proses elektrolisis, kemudian diendapkan sebagai tembaga murni di katode. Adapun reaksi yang terjadi sebagai berikut.

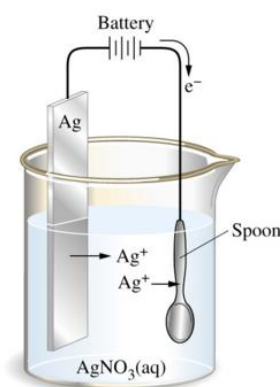


(anode) (katode)

Pada proses pemurnian ini biasanya diperoleh perak, emas, platina, besi, dan seng karena logam-logam ini sebagai pengotor pada tembaga. Emas, perak, dan platina dapat dipisahkan karena mempunyai potensial yang lebih positif daripada tembaga. Logam tersebut tidak larut karena pada potensial selama proses elektrolisis diatur sehingga diperoleh endapan berupa Lumpur di anode. Kotoran logam yang tidak mulia seperti besi dan seng mempunyai potensial yang lebih kecil dari tembaga sehingga tidak dapat diendapkan di katode dan tetap berada dalam larutan.

### 3. Penyepuhan

Penyepuhan (electroplating) adalah suatu metode elektrolisis untuk melapisi permukaan logam oleh logam lain yang lebih stabil terhadap cuaca atau untuk menambah keindahannya. Contohnya, besi dilapisi nikel agar tahan karat, tembaga dilapisi perak atau emas agar lebih bernilai. Cara penyepuhan dilakukan dengan menempatkan logam yang akan dilapisi pada katode dan logam pelapisnya di anode. Garam yang larut dari logam pelapisnya digunakan sebagai elektrolit.



Gambar Silver electroplating. Pada ruang anoda diletakan silver sedangkan pada katoda digunakan sendok besi.