

## KEGIATAN PEMBELAJARAN 1

### SEL ELEKTROLISIS

#### A. Tujuan Pembelajaran

Setelah kegiatan pembelajaran 1 ini kalian diharapkan dapat menuliskan reaksi pada katoda dan anoda pada sel elektrolisis.

#### B. Uraian Materi

Tahukah kalian bahwa air dapat diubah menjadi gas hidrogen? kemudian bisa dijadikan sebagai bahan bakar? BBH atau bahan bakar hidrogen adalah sumber energi masa depan yang bersifat ecoenergy dengan proses pembakaran yang hanya menghasilkan air dan energi berupa listrik dan panas. Teknologi BBH ini masih jarang yang menggunakan karena sangat sulit mengontrol besarnya energi yang dihasilkan karena menyebabkan ledakan. Sementara kalian bisa kesampingkan efek ledakannya. Tidak salah jika kalian mau mempelajari hal ini, karena sebenarnya ada kemungkinan menyulap air menjadi komoditas mahal bukan? Kebetulan negara kita 2/3 wilayahnya terdiri dari air. Ini juga bisa menjadi bagian akhir dari solusi krisis energi BBM. Lalu bagaimana cara mengubah air menjadi gas hidrogen? Dalam laboratorium cara ini disebut elektrolisis.



Gambar 1.1 Mobil dengan bahan bakar gas hidrogen

Selain teknologi super canggih yang dipaparkan diatas, kalian pasti juga masih ingat tentang cara cara untuk mencegah perkaratan pada besi bukan? Salah satu caranya adalah dengan pelapisan logam menggunakan logam lain yang tidak mudah berkarat. Pada teknik ini logam dilapisi logam lain menggunakan proses elektrolisis.

Teknik pelapisan logam yang paling sederhana terjadi pada proses penyepuhan logam emas di pasar. Nyaris tanpa sentuhan teknologi mutakhir, hanya sekedar menggunakan alat-alat manual yang didukung keterampilan pengrajin, perhiasan imitasi tampak cemerlang berbalut emas. Ibu-ibu akan dengan mudah mendapatkan perhiasan secantik emas dengan harga relatif murah sekitar Rp 50.000,- Rp 80.000,- pergram.

Aplikasi sel elektrolisis juga bisa kalian lihat pada jasa pengisian ulang akki atau yang biasa disebut "setrum akki" oleh masyarakat. Teknik ini dilakukan untuk memberikan muatan ulang pada akki agar bisa digunakan Kembali. Pengisian aki dilakukan dengan cara memberikan arus listrik sehingga terjadi reaksi kimia dalam akki yang mengembalikan kadar elektrolit dalam akki.

## 1. Prinsip Kerja Sel Elektrolisis

Sel elektrolisis merupakan sel elektrokimia yang mana energi listrik digunakan untuk menjalankan reaksi redoks itu tidak spontan. Elektrolisis dapat didefinisikan sebagai reaksi peruraian zat menggunakan arus listrik. Prinsip kerja dari sebuah sel elektrolisis adalah menghubungkan kutub negatif dari sumber arus searah dengan katoda dan kutub positif ke anoda, sehingga terjadi overpotensial yang menyebabkan suatu reaksi reduksi serta oksidasi yang tidak spontan bisa berlangsung. Elektron akan mengalir dari katode ke anode. Ion-ion positif akan cenderung tertarik ke katode dan juga tereduksi, sedangkan untuk ion-ion negatif akan cenderung tertarik ke anode dan teroksidasi.

## 2. Susunan Sel Elektrolisis

Secara umum, sel elektrolisis ini tersusun dari:

### a. Sumber listrik.

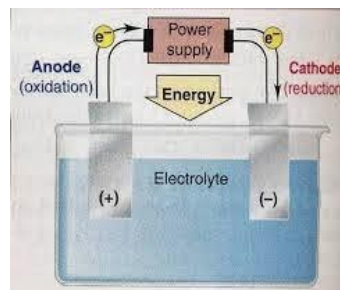
Sumber arus yang digunakan adalah sumber arus searah atau DC, bisa menggunakan baterai atau aki.

### b. Elektroda.

Elektroda terdiri dari anoda dan katoda. Anoda, yaitu elektroda tempat terjadinya reaksi oksidasi. Katoda, yaitu elektroda tempat terjadinya reaksi reduksi. Elektroda ada dua macam, yaitu inert (sangat sukar bereaksi) dan non inert (bereaksi). Elektroda inert meliputi Karbon (C), Emas (Au), dan Platina (Pt). Elektroda inert tidak akan ikut teroksidasi di anode. Contoh elektrode non inert seperti : tembaga (Cu), seng (Zn), besi (Fe) dan lain.lain.

### c. Elektrolit

Elektrolit adalah zat yang dapat menghantarkan listrik, dapat berupa lelehan atau larutan. Elektrolit yang dimaksud bisa berupa asam, basa garam.



Gambar 1.2 Susunan sel elektrolisis

## 3. Ketentuan Reaksi dalam Sel Elektrolisis

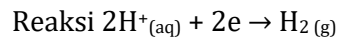
Ada beberapa hal yang harus diperhatikan pada reaksi elektrolisis. Reaksi oksidasi atau reduksi yang terjadi tergantung pada nilai potensial reduksi standar masing-masing zat yang terlibat dalam elektrolisis. Pada katoda selalu terjadi reaksi reduksi. Reaksi yang terjadi tidak dipengaruhi oleh jenis bahan elektroda itu dibuat. Reaksi yang terjadi adalah reduksi kation-kation atau molekul air dalam elektrolisis. Sedangkan reaksi oksidasi di anoda dipengaruhi oleh jenis bahan elektroda tersebut. Jika anoda dari bahan logam aktif maka yang terjadi adalah oksidasi logam aktif tersebut. Jika anoda terbuat dari bahan yang inert maka yang terjadi adalah oksidasi anion atau molekul air dalam sel elektrolisis tersebut. Untuk lebih jelasnya kalian bisa mempelajari ketentuan reaksi dalam sel elektrolisis sebagai berikut:

**a. Reaksi Reduksi di Katoda**

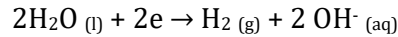
Tidak bergantung dari jenis elektrodanya.

1)  $H^+$  dari asam akan direduksi menjadi  $H_2$

Reduksi kation  $H^+$



2) Kation dari larutan yang mengandung ion golongan IA, IIA, IIIA dan  $Mn^{2+}$  dalam bentuk larutan tidak mengalami reduksi.  $H_2O$  yang akan direduksi menurut reaksi :



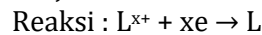
3) Kation  $L^{x+}$  dari lelehan garam IA, IIA, IIIA.

Terjadi reduksi kation garam tersebut.



4) Kation dari garam selain dari golongan IA, IIA, IIIA dan  $Mn^{2+}$

Terjadi reduksi kation tersebut.

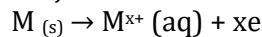


**b. Reaksi Oksidasi di Anoda**

Reaksi yang terjadi tergantung dari jenis elektroda.

1) Anoda dari logam aktif (M)

Terjadi oksidasi elektroda tersebut.



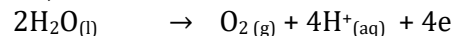
2) Anoda dari bahan inert (C, Au atau Pt)

Terjadi oksidasi anion atau molekul air dengan ketentuan, yang berada dalam larutan.

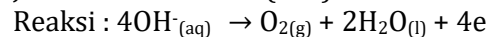
- Jika anion dari larutan garam halida( $X^-$ ),

Terjadi oksidasi anion tersebut, dengan reaksi :  $2X^-_{(aq)} \rightarrow X_{2(g)} + 2e$

- Jika anion beroksigen ( $SO_4^{2-}$ ,  $NO_3^-$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ ), maka reaksi oksidasi air, menurut reaksi :



- Jika anion dari basa ( $OH^-$ ) maka oksidasi ion  $OH^-$  tersebut.

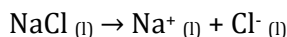


Perhatikan contoh beberapa sel elektrolisis berikut:

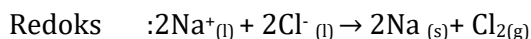
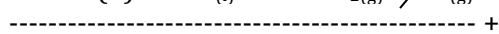
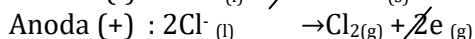
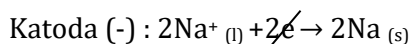
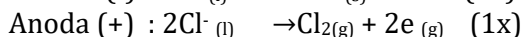
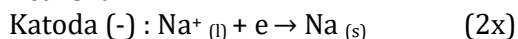
1. Elektrolisis lelehan NaCl dengan elektroda C.

Elektrolit NaCl berupa lelehan, maka reduksi kation yang ada, dan karena elektroda inert maka oksidasi anion yang tidak beroksigen ( $Cl^-$ ).

Reaksi ionisasi lelehan NaCl:

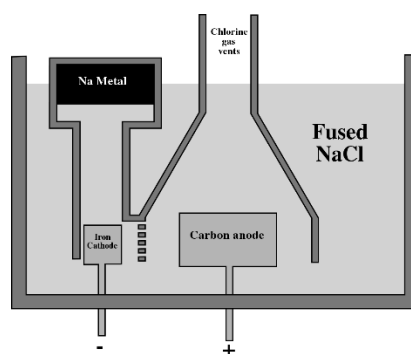


Reaksi di



Dari reaksi di katoda didapatkan hasil berupa logam Na dan dari anoda didapatkan hasil gas klorin.

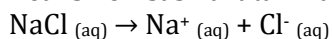
Dalam industri teknik ini digunakan untuk memproduksi logam natrium dengan alat yang disebut **sel Downs**. Alat ini dielektrolisis campuran lelehan NaCl dan CaCl<sub>2</sub>. Logam natrium dan calcium terjadi di katoda dan mengambang, dan gas klorin terbentuk di anoda. Gas klorin segera dipisahkan agar tidak kembali bereaksi dengan natrium atau calcium, untuk selanjutnya dimurnikan dan dijual sebagai produk yang bernilai tinggi.



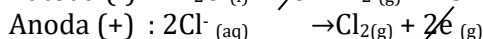
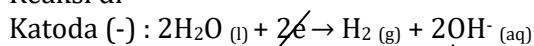
Gambar 1.3 Sel Downs

2. Elektrolisis larutan NaCl dengan elektroda C.  
 Karena kation terlarut dalam air adalah dari golongan IA, maka terjadi persaingan antara ion Na<sup>+</sup> (aq) dan molekul air dalam mengalami reduksi. Air akan tereduksi karena mempunyai potensial reduksi lebih besar dari pada Na<sup>+</sup>.

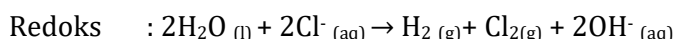
Reaksi ionisasi larutan NaCl:



Reaksi di



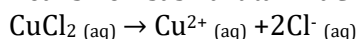
----- + (dijumlah)



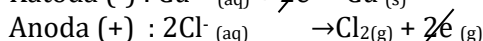
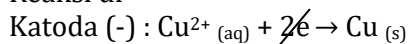
Dari reaksi di katoda didapatkan hasil berupa gas hidrogen dan bersifat basa, sedangkan dari anoda didapatkan hasil gas klorin.

3. Elektrolisis larutan CuCl<sub>2</sub> dengan elektroda C.  
 Karena kation terlarut dalam air bukan dari golongan IA, IIA, IIIA maka terjadi reduksi ion tersebut karena Cu mempunyai potensial reduksi yang lebih besar dari pada air.

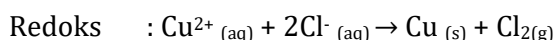
Reaksi ionisasi larutan NaCl:



Reaksi di



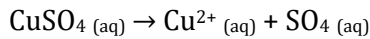
----- + (dijumlah)



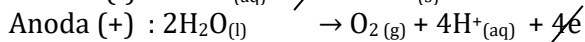
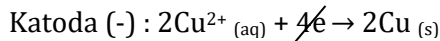
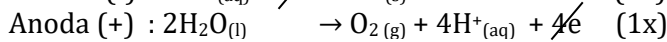
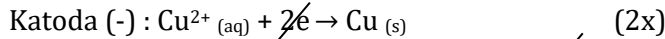
Dari reaksi di katoda didapatkan hasil berupa logam Cu dan dari anoda didapatkan hasil gas klorin.

4. Elektrolisis larutan  $\text{CuSO}_4$  dengan elektroda C.  
 Karena kation terlarut dalam air bukan dari golongan IA, IIA, IIIA maka terjadi reduksi ion tersebut karena Cu mempunyai potensial reduksi yang lebih besar dari pada air. Kemudian di anoda akan terjadi oksidasi air, karena anion beroksigen.

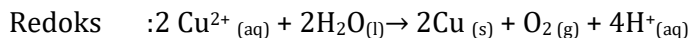
Reaksi ionisasi larutan  $\text{CuSO}_4$ :



Reaksi di



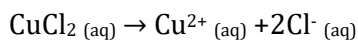
----- + (dijumlah)



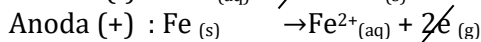
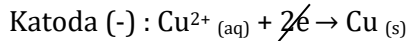
Dari reaksi di katoda didapatkan hasil berupa logam Cu dan dari anoda didapatkan hasil gas oksigen dan ion  $\text{H}^+$  (asam)

5. Elektrolisis larutan  $\text{CuCl}_2$  dengan elektroda Besi (Fe).  
 Perhatikan bahwa elektroda dari besi yang merupakan bahan aktif, maka di anoda akan terjadi oksidasi elektroda tersebut sehingga elektroda Fe semakin keropos atau menipis.

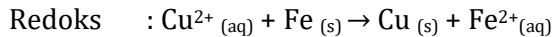
Reaksi ionisasi larutan  $\text{NaCl}$ :



Reaksi di



----- + (dijumlah)



Dari reaksi di katoda didapatkan hasil berupa logam Cu dan dari anoda didapatkan hasil ion  $\text{Fe}^{2+}$  yang kemudian larut.

## C. Rangkuman

Elektrolisis adalah sel elektrokimia yang mengubah listrik menjadi energi kimia. Sel elektrolisis tersusun atas sumber arus, elektroda dan elektrolit. Elektroda terdiri dari anoda dan katoda. Anoda tempat terjadi reaksi oksidasi, katoda tempat reaksi reduksi. Ketentuan reaksi di elektroda tergantung pada potensial reduksi kation anion atau elektroda itu sendiri.

### 1. Susunan sel elektrolisis

- Sumber arus.
- Elektroda.
- Elektrolit.

### 2. Ketentuan reaksi di elektroda

#### a. Reaksi Reduksi di Katoda

Tidak bergantung dari jenis bahan elektroda.

- $\text{H}^+$  dari asam

Reduksi kation  $\text{H}^+$

- Kation dari larutan yang mengandung ion golongan IA, IIA,  $\text{Al}^{3+}$  dan  $\text{Mn}^{2+}$ .

- Terjadi reaksi reduksi air.
- 3) Kation  $L^{x+}$  dari lelehan garam IA, IIA,  $Al^{3+}$  dan  $Mn^{2+}$ .  
Terjadi reduksi kation garam tersebut.
  - 4) Kation dari garam selain dari golongan IA, IIA,  $Al^{3+}$  dan  $Mn^{2+}$ .  
Terjadi reduksi kation tersebut.

**b. Reaksi Oksidasi di Anoda**

Reaksi yang terjadi tergantung dari jenis elektroda.

- 1) Anoda dari logam aktif (M)  
Terjadi oksidasi elektroda tersebut.
- 2) Anoda dari bahan inert (C, Au atau Pt)  
Terjadi oksidasi anion atau molekul air dengan ketentuan, yang berada dalam larutan.
  - Jika anion dari larutan garam halida( $X^-$ ),  
Terjadi oksidasi anion tersebut.
  - Jika anion beroksigen ( $SO_4^{2-}$ ,  $NO_3^-$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ ), maka reaksi oksidasi air.
  - Jika anion dari basa ( $OH^-$ ) maka oksidasi ion  $OH^-$  tersebut menghasilkan oksigen

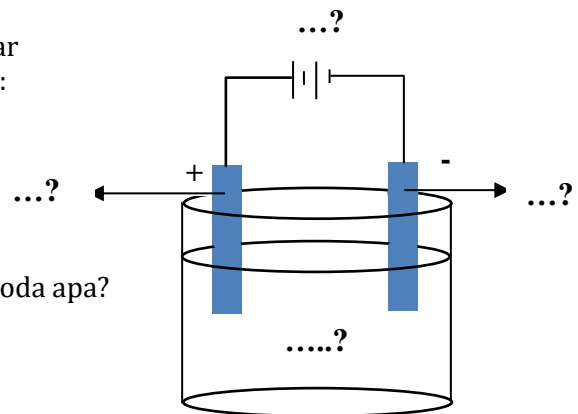
**D. Penugasan Mandiri**

Untuk meningkatkan pengetahuan dan kalian tentang sel elektrolisis, kerjakan tugas mandiri berikut:

Tugas :

Rancanglah sebuah sel elektrolisis dengan tujuan melapisi sendok besi menggunakan logam tembaga.

1. Berikan keterangan bahan pada gambar untuk tiap bagian dari sel menyangkut:
  - a. Sumber arus
  - b. Katoda
  - c. Anoda
  - d. Elektrolit



Gambar 1.4 diagram sel elektrolisis

2. Sendok besi diposisikan sebagai elektroda apa?
3. Tulis reaksi pada setiap elektroda dan tulis reaksi redoksnya!

**E. Latihan Soal**

1. Tuliskan reaksi pada katoda, anoda dan reaksi redoks yang terjadi untuk elektrolisis larutan NaOH dengan elektroda platina.
2. Tuliskan reaksi pada katoda, anoda dan reaksi redoks yang terjadi untuk elektrolisis larutan HCl dengan elektroda emas.
3. Tuliskan reaksi pada katoda, anoda dan reaksi redoks yang terjadi untuk elektrolisis larutan  $Cu(NO_3)_2$  dengan elektroda karbon.
4. Tuliskan reaksi pada katoda, anoda dan reaksi redoks yang terjadi untuk elektrolisis larutan.

## KEGIATAN PEMBELAJARAN 2

### HUKUM FARADAY

#### A. Tujuan Pembelajaran

Setelah kegiatan pembelajaran 1 ini diharapkan kalian bisa menghitung besaran-besaran terkait sel elektrolisis.

#### B. Uraian Materi

Aspek kuantitatif dari elektrolisis dirumuskan oleh Michael Faraday, seorang ahli kimia dan fisika dari Inggris, dalam dua hukum elektrolisis Faraday. Hukum-hukum elektrolisis Faraday menyatakan hubungan antara massa zat yang dihasilkan di elektrode dengan muatan listrik yang disuplai pada elektrolisis.

Aspek kuantitatif dari sel elektrolisis meliputi massa zat hasil, volume gas hasil, jumlah mol elektron, kuat arus, waktu elektrolisis. Dalam hal ini hukum Faraday dinyatakan dalam 2 hukum, yaitu hukum Faraday I dan hukum Faraday II.

##### 1. Hukum Faraday I

Hukum ini menyatakan bahwa massa zat yang diendapkan atau dilarutkan sebanding dengan muatan yang dilewatkan dalam sel dan massa ekuivalen zat tersebut

Hukum Faraday I dinyatakan dalam rumusan :

$$W = \frac{e \times i \times t}{F}$$

Keterangan

W = massa zat yang dihasilkan (gram)

e = massa ekuivalen

i = kuat arus (ampere)

t = waktu (secon).

F = tetapan Faraday = 96.500 Coulomb/mol

$$Q = i \times t$$

Hukum Faraday dapat ditulis ulang sebagai berikut

$$\frac{W}{e} = \frac{i \times t}{F}$$

Dari rumusan di atas dapat diuraikan sebagai berikut:

$\frac{W}{e}$  = jumlah mol elektron

$\frac{i \times t}{F}$  = jumlah Faraday

Dalam konsep stoikiometri reaksi dapat juga diartikan bahwa:

**Jumlah Faraday = jumlah mol elektron**

Massa ekivalen ( $e$ ) adalah massa zat yang secara stoikiometri setara dengan 1 mol elektron.

Massa ekivalen dinyatakan dalam rumus :

$$e = \frac{Ar}{n}$$

Dimana

$e$  = massa ekivalen

$Ar$  = Massa atom relative

$n$  = jumlah elektron yang diterima atau dilepas.

Sehingga hukum Faraday dapat ditulis sebagai berikut:

$$W = \frac{Ar}{n} \times \frac{i \times t}{F}$$

### Contoh soal penerapan hukum Faraday 1

1. Tentukan Jumlah faraday untuk mereduksi ion  $\text{Ca}^{2+}$  dalam bentuk leburan ( $Ar \text{ Ca} = 40$ ) sebanyak 12 gram

Penyelesaian :

Diketahui :

$W = 12$  gram

$Ar \text{ Ca} = 40$

Ditanya : Jumlah Faraday =?

Jawab :

Jumlah Faraday = mol elektron.

Dari soal diketahui massa ( $W$ ) dan  $Ar$  spesi yang terlibat dalam reaksi reduksi, maka jumlah Faraday dihitung dari rumus :

$$\text{jumlah Faraday} = \frac{W}{e}$$

Dengan

$$e = \frac{Ar}{n}$$

$$e = \frac{40}{2}$$

$$= 20 \text{ gram/mol}$$

Sehingga didapat

$$\text{jumlah Faraday} = \frac{12}{20}$$

$$= 0,6$$

Jadi untuk mereduksi ion  $\text{Ca}^{2+}$  ( $Ar \text{ Ca} = 40$ ) sebanyak 12 gram adalah 0,6 Faraday.



2. Berapa gram kalsium yang dapat dihasilkan dari elektrolisis lelehan  $\text{CaCl}_2$  dengan elektroda grafit selama satu jam jika digunakan arus 10 A? ( $A_r \text{ Ca} = 40$ )

Penyelesaian:

Diketahui

$i = 10 \text{ A}$

$t = 1 \text{ jam} = 3.600 \text{ s}$

Ditanya : Massa Calsium = ?

Jawab :

Massa Ca yang dihasilkan dapat dihitung dengan rumus:

$$W = \frac{Ar}{n} \times \frac{i \times t}{F}$$

Setengah reaksi reduksi kalsium pada elektrolisis:  $\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ca}$ ,  $n = 2$  sehingga:

$$W = \frac{40}{2} \times \frac{10 \times 3.600}{96500}$$

$$W = 7,461 \text{ gram}$$

Jadi didapatkan Kalsium sebanyak 7,461 gram

3. Hitunglah volum gas hidrogen pada keadaan STP yang terbentuk dari elektrolisis larutan KBr menggunakan arus 1,93 A selama 5 menit.

Penyelesaian

Jawab:

Diketahui

$i = 1,93 \text{ A}$

$t = 5 \text{ menit} = 300 \text{ s}$

Ditanya : Volume gas hidrogen = ?

Jawab :

Volume gas hidrogen dapat dihitung secara stoikiometri dari reaksi yang menghasilkan gas hidrogen, yaitu pada katoda.

Katoda :  $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2e^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$

Karena dari soal diketahui kuat arus ( $i$ ) dan waktu elektrolisis ( $t$ ) maka kalian bisa menghitung jumlah mol elektron dulu, kemudian mol elektron diperbandingkan dengan mol gas  $\text{H}_2$ .

$$\text{Jumlah mol elektron} = \frac{i \times t}{96.500} = 0,006 \text{ mol}$$

$$\text{Jumlah mol elektron} = \frac{1,93 \times 300}{96.500} = 0,006 \text{ mol}$$

Sesuai perbandingan koefisien reaksi  $\text{H}_2$  dan elektron didapat

$$\frac{\text{mol H}_2}{\text{mol elektron}} = \frac{1}{2}$$

$$\begin{aligned} \text{Mol H}_2 &= \frac{1}{2} \times \text{mol elektron} \\ &= \frac{1}{2} \times 0,006 \text{ mol} \\ &= 0,003 \text{ mol} \end{aligned}$$

Jadi volume gas  $H_2$  pada kondisi STP adalah  
 $V = \text{mol} \times 22,4 \text{ L/mol}$   
 $= 0,003 \times 22,4$   
 $= 0,0672 \text{ L}$

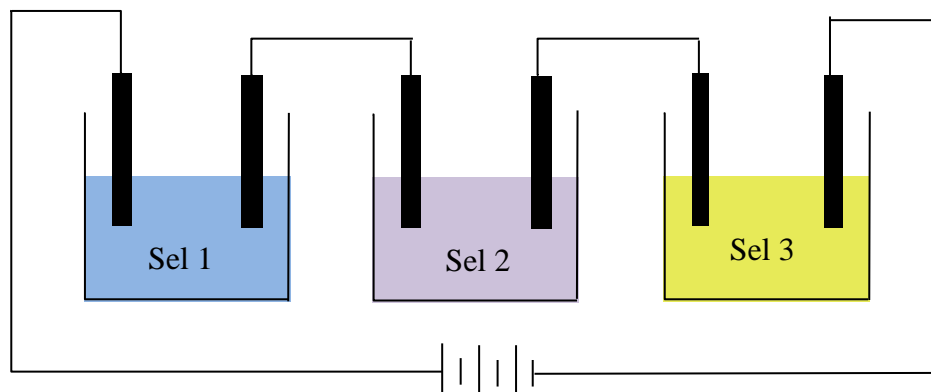
## 2. Hukum Faraday II

Hukum Faraday II menyatakan bahwa “Massa zat yang dihasilkan pada suatu elektroda selama elektrolisis ( $W$ ) berbanding lurus dengan massa ekuivalen ( $e$ ) zat tersebut.”

Oleh karena itu, jika beberapa sel elektrolisis disusun secara seri atau arus listrik sama (jumlah muatan listrik yang sama juga), maka perbandingan massa zat-zat yang dihasilkan akan sama dengan perbandingan massa ekuivalennya masing-masing.

$$\frac{W_1}{W_2} = \frac{e_1}{e_2}$$

Berikut skema sel elektrolisis yang disusun secara seri



Gambar 2.1. Sel elektrolisis yang disusun secara seri

### Contoh soal penerapan hukum Faraday II

Sejumlah arus listrik alirkan melalui larutan  $AgNO_3$  dan larutan  $CuSO_4$ . Bila logam perak yang diendapkan sebanyak 21,6 gram, berapa gram logam tembaga yang diendapkan?

Penyelesaian

Diketahui

Ar Ag = 108

Ar Cu = 63,5

W Ag = 21,6 gram

Ditanya:  $W_{Cu} = ?$

Jawab :

Dari soal diketahui bahwa terdapat dua buah sel elektrolisis dengan masing-masing berisi larutan  $AgNO_3$  dan larutan  $CuSO_4$ . Hubungan massa hasil reaksi kedua sel tersebut adalah

$$\frac{W_{Cu}}{W_{Ag}} = \frac{e_{Cu}}{e_{Ag}}$$

Reaksi reduksi  $\text{Ag}^+$  dari larutan  $\text{AgNO}_3$  adalah sebagai berikut:

$\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + e \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$  dari ini didapat  $n = 1$

$$e_{\text{Ag}} = \frac{Ar \text{ Ag}}{n}$$

$$e_{\text{Ag}} = \frac{Ar \ 108}{1}$$

$$= 108$$

Reaksi reduksi  $\text{Cu}^{2+}$  dari larutan  $\text{CuSO}_4$  adalah sebagai berikut:

$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2e \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$  dari ini di dapat  $n = 2$ .

$$e_{\text{Cu}} = \frac{Ar \ \text{Cu}}{n}$$

$$e_{\text{Cu}} = \frac{Ar \ 63,5}{2}$$

$$= 31,75$$

Maka untuk menghitung massa Cu yang diendapkan adalah

$$\frac{W_{\text{Cu}}}{W_{\text{Ag}}} = \frac{e_{\text{Cu}}}{e_{\text{Ag}}}$$

$$\frac{W_{\text{Cu}}}{21,6} = \frac{31,75}{108}$$

$$W_{\text{Cu}} = \frac{31,75}{108} \times 21,6$$

$$W_{\text{Cu}} = 6,35 \text{ gram}$$

Jadi dari kasus tersebut dihasilkan Cu sebanyak 6,35 gram

### C. Rangkuman

Hukum Faraday dapat digunakan untuk menyatakan aspek kuantitatif zat-zat yang terlibat dalam reaksi dalam sel elektrolisis. Aspek kuantitatif tersebut dapat berupa massa ( $W$ ), volume ( $V$ ), jumlah mol elektron, kuat arus ( $i$ ) dan waktu ( $t$ ) elektrolisis.

1. **Hukum Faraday I** menyatakan bahwa massa zat yang diendapkan atau dilarutkan sebanding dengan muatan yang dilewatkan dalam sel dan massa ekuivalen zat tersebut

Hukum Faraday I dinyatakan dalam rumusan :

$$W = \frac{e \times i \times t}{F}$$

Dimana

$$e = \frac{Ar}{n}$$

Sehingga hukum Faraday dapat ditulis sebagai berikut:

$$W = \frac{Ar}{n} \times \frac{i \times t}{F}$$

2. **Hukum Faraday II** menyatakan bahwa "Massa zat yang dihasilkan pada suatu elektroda selama elektrolisis ( $W$ ) berbanding lurus dengan massa ekuivalen ( $e$ ) zat tersebut."

Jadi jika sel elektrolisis disusun secara seri, didapatkan suatu persamaan:

$$\frac{W_1}{W_2} = \frac{e_1}{e_2}$$

#### D. Latihan Soal

1. Jumlah Faraday arus yang diperlukan untuk reaksi oksidasi 1 mol H<sub>2</sub>S dengan KMnO<sub>4</sub> menghasilkan H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> dan MnO<sub>2</sub> adalah ...
2. 10 Ampere arus listrik dialirkan melalui 1 liter AgNO<sub>3</sub> diperoleh 21,6 gram program perak. Berapa lama waktu yang diperlukan untuk proses tersebut?
3. Tentukan massa seng yang mengendap (Ar Zn = 65,5), jika ke dalam larutan ZnSO<sub>4</sub> dialirkan arus listrik 10 ampere selama 193 detik.
4. Arus listrik dialirkan melalui larutan NiSO<sub>4</sub> menghasilkan 3,175 gram endapan nikel. Jika diketahui Ar Ag = 108 dan Ar Ni = 59, Tentukan jumlah logam Ag yang mengendap jika arus listrik yang sama dilarutkan pada AgNO<sub>3</sub>.