

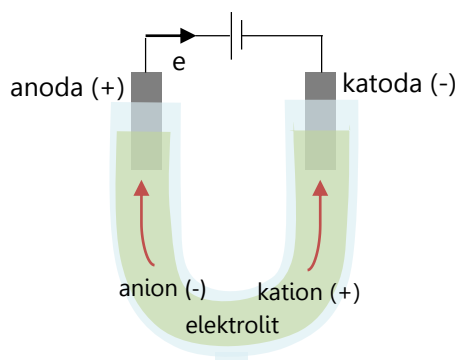
# Sel Elektrolisis

## A. PENDAHULUAN

- 🔪 **Elektrokimia** adalah cabang ilmu kimia yang mempelajari aspek elektronik dari reaksi kimia.
- 🔪 **Sel elektrokimia** adalah suatu sel yang disusun untuk mengubah energi kimia menjadi energi listrik atau sebaliknya.
- 🔪 **Sel elektrokimia** terbagi menjadi dua:
  - 1) **Sel elektrolisis**, yaitu sel yang mengubah energi listrik menjadi energi kimia.  
Arus listrik digunakan untuk melangsungkan reaksi redoks tak spontan.
  - 2) **Sel Volta/Galvani**, yaitu sel yang mengubah energi kimia menjadi energi listrik.  
Reaksi redoks spontan digunakan untuk menghasilkan listrik.

## B. SEL ELEKTROLISIS

- 🔪 **Susunan sel elektrolisis:**



Anoda (+)	Katoda (-)
Berhubungan dengan kutub (+) sumber arus	Berhubungan dengan kutub (-) sumber arus
Anion dari elektrolit menuju anoda	Kation dari elektrolit menuju katoda
Mengalami oksidasi	Mengalami reduksi
Melepas elektron	Menerima elektron

- 🔪 **Aturan sel elektrolisis:**

- 1) **Kation yang sukar tereduksi** pada katoda sel elektrolisis, yaitu logam alkali (IA), logam alkali tanah (IIA), Al dan Mn.
- 2) **Elektroda inert** adalah elektroda yang sukar bereaksi, yaitu elektroda Pt, Au dan C.

- 🔪 **Reaksi-reaksi sel elektrolisis:**

**Reduksi katoda**, memperhatikan jenis kation, ketentuan:

- 1) **Jika kation sukar tereduksi**, maka  $H_2O$  tereduksi menjadi  $H_2$ .



- 2) **Jika kation tidak sukar tereduksi**, maka kation logam tersebut yang tereduksi menjadi logamnya.



- 3) **Ion  $H^+$**  dari asam tereduksi menjadi  $H_2$ .



- 4) **Jika elektrolit berupa lelehan/leburan/cairan** (tidak mengandung air), maka kation apapun tetap tereduksi menjadi logamnya.



**Oksidasi anoda**, memperhatikan jenis elektroda dan anion, ketentuan:

**Jika elektroda tidak inert**, maka yang teroksidasi adalah anoda.



**Jika elektroda inert**, maka:

- 1) **Ion  $OH^-$**  dari basa teroksidasi menjadi  $O_2$ .



- 2) **Ion halida** teroksidasi menjadi gas halogen.



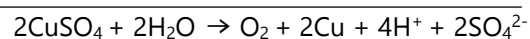
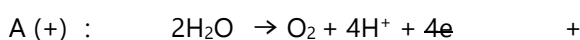
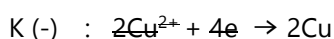
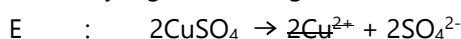
- 3) Jika **ion sisa asam yang mengandung O atau F**, maka air teroksidasi menjadi  $O_2$ .



Contoh:

Tuliskan reaksi elektrolisis dari larutan  $CuSO_4$  menggunakan elektroda grafit (karbon)!

Berarti  $Cu^{2+}$  mengalami reduksi dan air mengalami oksidasi. Samakan koefisien elektron dan ion yang bereaksi agar habis.



## C. HUKUM-HUKUM FARADAY

- 🔪 **Hukum-hukum Faraday** menjelaskan tentang hukum kelistrikan yang berkaitan dengan sel elektrolisis.

- 🔪 **Hukum Faraday I** berbunyi:

Massa zat yang dihasilkan (G) pada elektrolisis sebanding dengan jumlah muatan listrik yang digunakan (Q).

- 🔪 **Hukum Faraday II** berbunyi:

Massa zat yang dihasilkan (G) pada elektrolisis sebanding dengan massa ekuivalen zat ( $M_E$ ) tersebut.

### Hubungan hukum Faraday I dan II:

$$G = k \cdot I \cdot t \cdot M_E$$

### Nilai k (tetapan Faraday) dan nilai $M_E$ :

$$k = \frac{1}{96500}$$

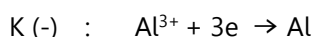
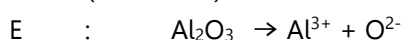
$$M_E = \frac{Ar / Mr}{\text{biloks} / \text{valensi}}$$

### Rumus akhir dari hukum-hukum Faraday:

$$G = \frac{I \times t \times M_E}{96500}$$

Contoh:

Lelehan  $Al_2O_3$  dielektrolisis dengan dialiri arus sebesar 100 A. Berapakah massa aluminium yang diperoleh jika elektrolisis terjadi selama 200 detik? (Ar Al = 27).



Nilai biloks atau valensi dihitung dalam jumlah 1 mol. Satu mol Al dihasilkan oleh katoda, dengan valensi 3 elektron.

Maka massa aluminium yang dihasilkan:

$$G = \frac{100 \times 200 \times 27}{96500 \times 3} = \frac{540\,000}{289\,500} = 1,865 \text{ gr}$$

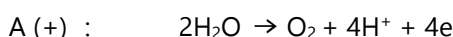
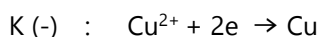
### Stoikiometri reaksi elektrolisis didasarkan pada anggapan bahwa arus listrik adalah aliran elektron, oleh karena itu, jumlah mol elektron dapat dihitung.

### Jumlah mol elektron dapat dihitung:

$$n e = \frac{I \times t}{96500}$$

Contoh:

Pada elektrolisis larutan  $CuSO_4$ , sel dialiri arus sebesar 772 A selama 100 detik. Hitunglah massa endapan Cu dan volume  $O_2$  yang dihasilkan pada elektrolisis pada keadaan RTP! (Ar Cu = 63,5)



Massa tembaga yang dihasilkan:

$$G = \frac{772 \times 100 \times 63,5}{96500 \times 2} = 25,4 \text{ gr}$$

Jumlah mol elektron pada anoda:

$$n e = \frac{772 \times 100}{96500} = 0,8 \text{ mol}$$

Gunakan stoikiometri reaksi:

$$n O_2 = \frac{1}{4} \times 0,8 = 0,2 \text{ mol}$$

$$V O_2 = 0,2 \times 24 = 4,8 \text{ L}$$

## D. PENERAPAN SEL ELEKTROLISIS

### Sel elektrolisis dapat digunakan dalam:

#### 1) Pembuatan unsur dan senyawa

Beberapa unsur dan senyawa dapat diproduksi melalui elektrolisis, seperti logam-logam alkali, alkali tanah, halogen, dan lain-lain.

Contohnya proses **klor-alkali**, dimana  $Cl_2$  dan NaOH dibuat dari elektrolisis larutan NaCl.

#### 2) Pemurnian logam

Logam dapat dimurnikan dengan elektrolisis dengan komponen sel:

<b>Katoda</b>	: logam murni
<b>Anoda</b>	: logam kotor
<b>Elektrolit</b>	: larutan garam logam

Contoh pemurnian logam adalah logam tembaga (Cu). Jadi, **Cu murni** dijadikan katoda, **Cu kotor** dijadikan anoda, dan **larutan  $CuSO_4$**  dijadikan elektrolitnya.

Pengotor-pengotor Cu biasanya adalah Ag, Au, Pt, Fe dan Zn.

Selama elektrolisis, logam pengotor tidak akan larut, tetapi membentuk **lumpur anoda**, sehingga tembaga menjadi murni kembali.

#### 3) Penyepuhan (*electroplating*)

Penyepuhan adalah proses perlindungan logam terhadap korosi dengan logam lain atau untuk memperbaiki penampilan logam dengan komponen sel:

<b>Katoda</b>	: logam yang akan disepuh
<b>Anoda</b>	: logam penyepuh
<b>Elektrolit</b>	: larutan garam logam penyepuh

Hal ini menyebabkan pada katoda terjadi pengendapan, dan pada anoda terjadi pelarutan.

Contoh penyepuhan logam adalah penyepuhan besi (Fe) dengan perak (Ag). Jadi, **Fe** dijadikan katoda, **Ag** dijadikan anoda, dan larutan garam Ag (misalnya  **$AgNO_3$** ) dijadikan elektrolitnya.