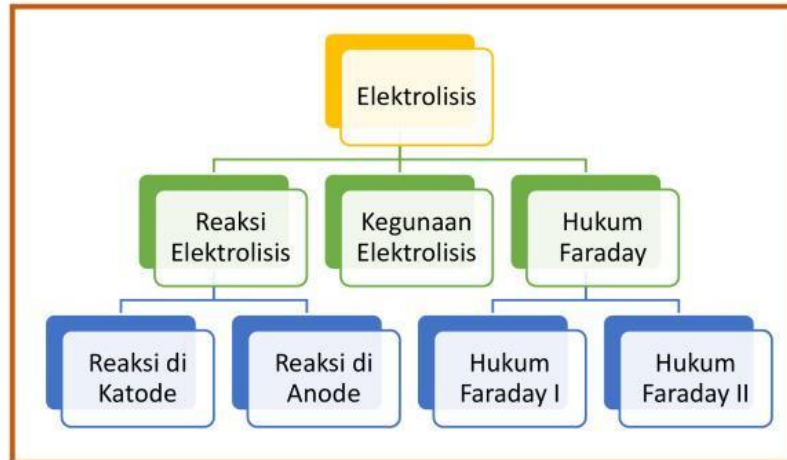


SEL ELEKTROLISIS

Peta Konsep



Reaksi Elektrolisis

- ✓ **Sel elektrolisis**, yaitu sel yang mengubah energi listrik menjadi energi kimia. Arus listrik digunakan untuk melangsungkan reaksi redoks tak spontan.



- ✓ **Perbedaan Sel Elektrolisis dan Sel Volta**

Sel Volta (Sel Galvani)	Sel Elektrolisis
Perbedaan	
Energi kimia diubah menjadi energi listrik	Energi listrik diubah menjadi energi kimia
Reaksi spontan	Reaksi tidak spontan
Katoda = elektroda positif Anoda = elektroda negatif	Katoda = elektroda negatif Anoda = elektroda positif
(KPAN)	(KNAP)
Persamaan	
Katoda = tempat terjadinya reaksi reduksi (KaRed) Anoda = tempat terjadinya reaksi oksidasi (AnOks)	

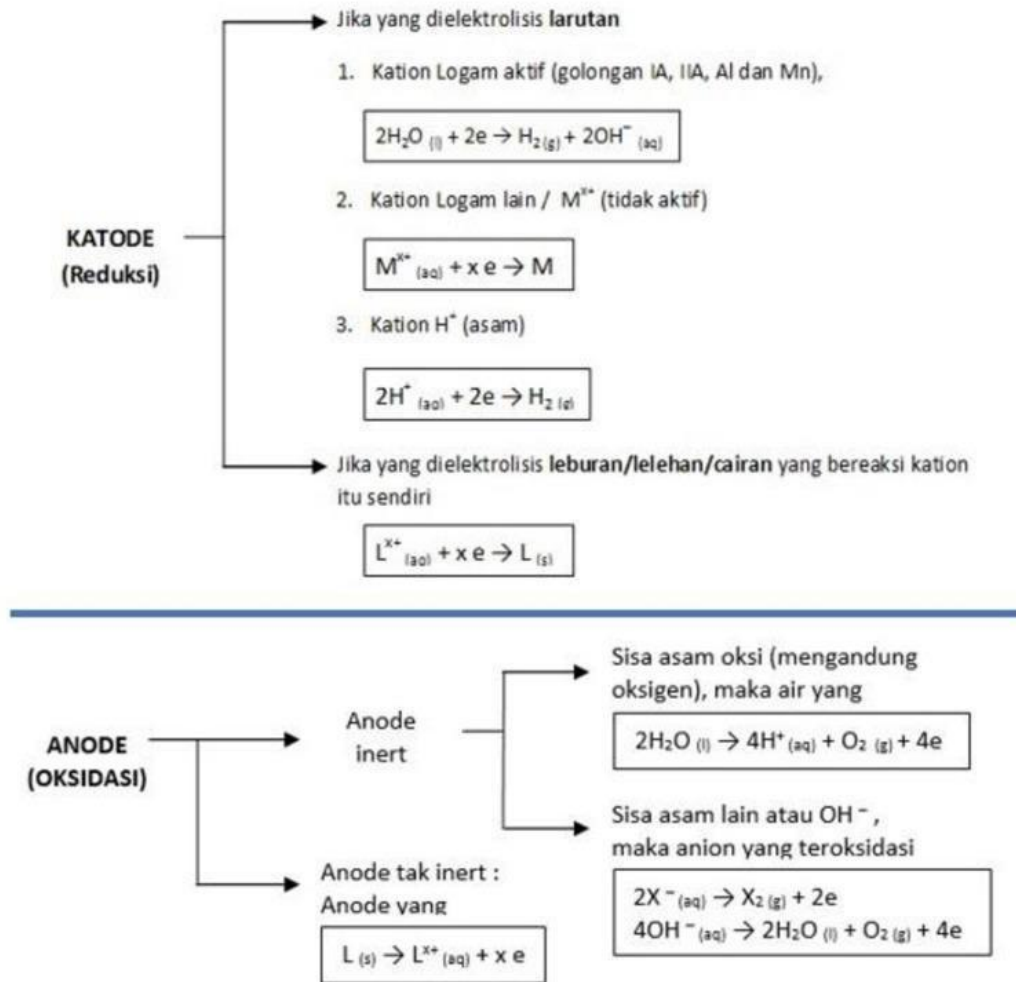
- ✓ **Reaksi – reaksi pada sel elektrolisis**

Reaksi di katode tergantung dari pada jenis kation dalam larutan. Jika kation berasal dari logam-logam aktif, yaitu logam-logam yang potensial elektrodanya lebih kecil (lebih negatif dari pada air), maka air yang tereduksi.

Elektrode positif (anode) mungkin saja ikut bereaksi, melepaskan elektron dan mengalami oksidasi. Kecuali Pt dan Au, pada umumnya logam mempunyai potensial oksidasi lebih besar dari pada air atau anion sisa asam . Oleh karena itu jika anode tidak terbuat dari Pt, Au atau grafit, maka anode akan teroksidasi. Elektrode grafit (C), Platinum (Pt), Emas (Au) digolongkan sebagai

elektrode inert (sukar bereaksi). Jika anode terbuat dari elektrode inert, maka reaksi anode tergantung pada jenis ion dalam larutan. Anion sisa asam seperti SO_4^{2-} , NO_3^- , dan PO_4^{3-} mempunyai potensial oksidasi lebih negatif dari pada air. Anion-anion seperti ini sukar dioksidasi sehingga yang teroksidasi air.

REAKSI ELEKTROLISIS KATODE DAN ANODE

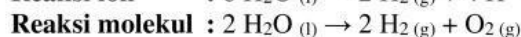
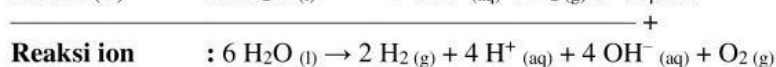
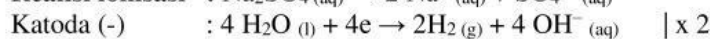


✓ Contoh Soal:

- Elektrolisis larutan Na_2SO_4 dengan elektrode C
- Elektrolisis leburan NaCl dengan elektrode Pt

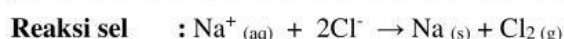
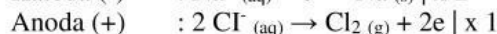
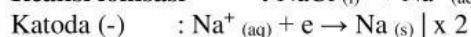
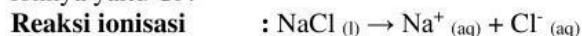
Penyelesaian:

- Na_2SO_4 dalam larutan akan terionisasi membentuk kation Na^+ dan anion SO_4^{2-} .
 Di katode (-) akan terjadi persaingan antara spesi Na^+ dan H_2O , karena potensial reduksi H_2O lebih besar dibandingkan potensial reduksi Na^+ , maka H_2O akan tereduksi menjadi gas hidrogen.
 Anode yang digunakan adalah elektrode inert (C), maka untuk menentukan reaksi di anode lihat anionnya. Ion SO_4^{2-} termasuk anion sisa asam oksidasi maka yang teroksidasi adalah H_2O .



- Lelehan NaCl akan terionisasi membentuk ion Na^+ dan Cl^- . Di katode yang tereduksi adalah Na karena berupa lelehan (meskipun merupakan logam golongan IA).

Di anode, karena yang digunakan elektroda inert Pt (sukar bereaksi), maka yang teroksidasi ionnya yaitu Cl^- .



Kegunaan Sel Elektrolisis

1. Penyepuhan (Electroplating)

Pelapisan sendok besi (katoda) dengan atom Ag akan melindungi logam besi dari perkaratan, sebab atom Ag yang menutupi permukaan sendok adalah logam yang tahan karat. Proses pelapisan bahan / alat dipasang sebagai katoda, dengan atom dari unsur yang tahan karat (tahan aus) melalui reduksi ionnya, disebut PENYEPUHAN.

Katoda : logam yang akan disepuh
Anoda : logam penyepuh
Elektrolit : larutan garam logam penyepuh

Contoh :

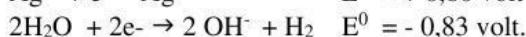
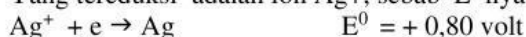
Sel elektrolisa : a. Anoda logam Ag (elektroda tak inert)

b. Katoda sendok besi

c. Elektrolit larutan $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$

Reaksi pada katoda :

- Pada katoda terdapat Ag^+ dan molekul air
- Yang tereduksi adalah ion Ag^+ , sebab E^0 nya lebih besar dari pada E^0 molekul air.



Jadi reaksi di katoda : $\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$

Reaksi pada Anoda :

- Di sekitar anoda terdapat ion NO_3^- , molekul air dan atom-atom Ag pada lempeng anoda sendiri.
- Ion NO_3^- tidak akan dioksidasi dalam larutan air, maka tinggal atom Ag dan molekul air bersaing untuk oksidasi.

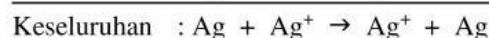
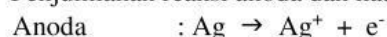
- Dengan $\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}^+ + \frac{1}{2}\text{O}_2 + 2e^- \quad E^0 = +1,23 \text{ volt.}$



Maka yang dioksidasi adalah atom Ag, sebab E^0 lebih kecil.



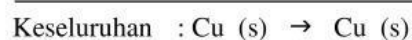
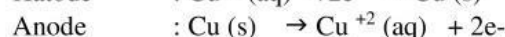
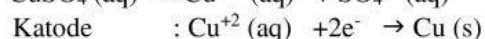
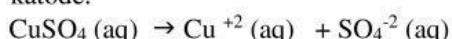
Penjumlahan reaksi anoda dan katoda



(Anoda) (Katoda)

2. Pemurnian Logam

Tembaga dimurnikan dengan cara elektrolisis tembaga kotor dijadikan anode, sedangkan katode digunakan tembaga murni. Larutan elektrolit yang digunakan adalah larutan CuSO_4 . Selama elektrolisis, tembaga dari anode terus-menerus dilarutkan kemudian diendapkan pada katode.

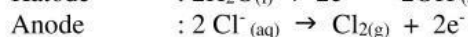
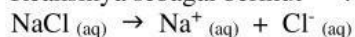


(Anode) (Katode)

3. Produksi Zat

Klorin dan natrium hidroksida dibuat dari elektrolisis larutan natrium klorida. Proses ini disebut proses Klor-Alkali dan merupakan proses industri yang paling penting.

Reaksinya sebagai berikut :



Hukum Faraday

Massa zat yang diendapkan atau direduksi di katode melalui sel elektrolisis dapat ditentukan / dihitung menggunakan **Hukum Faraday I**:

“Jumlah (massa) zat yang dihasilkan pada elektrolisis sebanding dengan jumlah muatan listrik yang digunakan”.

Massa zat yang dibebaskan pada elektrolisis berbanding lurus dengan massa ekuivalen unsur tersebut. Harga massa ekuivalen (e) masing-masing unsur hasil elektrolisis tergantung dari jumlah elektron yang dibebaskan atau diserap.

$$\text{Massa ekuivalen (e)} = \frac{\text{Ar atau Mr}}{\text{Jumlah elektron}} \text{ atau } e = \frac{\text{Ar atau Mr}}{\text{biloks}} \text{ atau } e = \frac{\text{Ar atau Mr}}{\text{valensi}}$$

Stoikiometri reaksi elektrolisis didasarkan pada anggapan bahwa arus listrik adalah aliran elektron, oleh karena itu, jumlah mol elektron dapat dihitung. Jadi **jumlah mol elektron** dapat dihitung dengan rumus:

$$\text{mol (n) e atau Faraday} = F = \frac{i \cdot t}{96.500}$$

Jika dalam elektrolisis digunakan arus sebesar i ampere dan waktu selama t detik, massa zat yang dihasilkan menurut Hukum Faraday I adalah sebagai berikut :

$$w = e \times F = e \times \frac{i \times t}{96.500}$$

Keterangan : w = massa endapan (gram)

F = jumlah listrik / jumlah mol electron (Faraday)

i = kuat arus (ampere)

t = waktu (detik)

e = massa ekuivalen

1 Faraday = 1 mol electron = 96.500 coloumb

Jumlah muatan listrik (Q) sama dengan hasil kali dari kuat arus (i) dan waktu (t), maka

$$Q = i \times t \text{ (coloumb)}$$

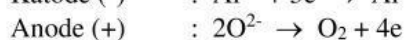
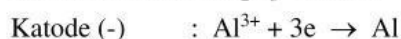
Menurut **Hukum Faraday II**, massa zat dari beberapa unsur berbeda yang dibebaskan pada elektrolisis yang berbeda, berbanding lurus dengan massa ekuivalen unsur tersebut. Jadi, jika ke dalam beberapa larutan berbeda dialirkan muatan listrik dengan jumlah yang sama, massa yang diendapkan adalah:

$$w_1 : w_2 : w_3 = \frac{\text{Ar}_1}{\text{val}_1} : \frac{\text{Ar}_2}{\text{val}_2} : \frac{\text{Ar}_3}{\text{val}_3}$$

Contoh soal:

- 1) 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).

Jawab:



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

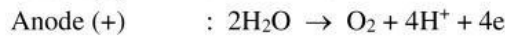
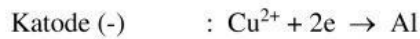
Maka massa alumunium yang dihasilkan:

$$w_{Al} = \frac{e \cdot i \cdot t}{96.500} = \frac{\frac{27}{3} \times 100 \times 200}{96.500} = 1,865 \text{ gram}$$

- 2) 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)

Jawab:

➤ Massa Cu



$$w_{Cu} = \frac{e \cdot i \cdot t}{96.500} = \frac{\frac{63,5}{2} \times 772 \times 100}{96.500} = 25,4 \text{ gram}$$

➤ Volume O_2 yang dihasilkan pada RTP (Room Temperature and Pressure)

$$\text{mol } e = \frac{i \cdot t}{96.500} = \frac{772 \times 100}{96.500} = 0,8 \text{ mol}$$

Lihat reaksi pada anode : $\text{mol } \text{O}_2 : \text{mol } e = 1 : 4$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{1}{4} \times n_e = \frac{1}{4} \times 0,8 = 0,2 \text{ mol}$$

$$V_{\text{O}_2} = n \times 24 = 0,2 \times 24 = 4,8 \text{ L}$$

Latihan Soal :

- Tuliskan reaksi elektrolisis yang terjadi di katoda dan anoda serta reaksi totalnya!
 - Leburan MgCl_2 dengan elektroda C
 - Larutan KOH dengan elektrolisis Cu
- Mengapa pada reaksi elektrolisis larutan AgNO_3 di anoda yang bereaksi air, jelaskan!
- Tentukan zat apa saja yang terjadi di elektroda jika larutan NaSO_4 dielektrolisis dengan elektroda Pt !
- Jelaskan proses penyepuhan emas!
- Berapa massa tembaga akan diendapkan oleh arus listrik sebesar 1,5 Ampere selama satu jam dari elektrolisis CuSO_4 ? (Ar Cu = 63,5)
- Berapa waktu yang diperlukan untuk menghasilkan 2,18 gram I_2 (Mr = 254) pada katode, jika arus sebesar 4,8 Ampere dialirkan melalui larutan KI ?
- Berapa liter gas Oksigen (STP) dapat terbentuk jika arus 15 Ampere dialirkan selama 15 menit ke dalam larutan asam nitrat !
- Dalam sebuah Coulometer perak Ag^+ (aq) direduksi menjadi Ag (s) pada sebuah katoda Pt. Jika diendapkan 1,96 gram perak selama 787 detik dengan sejumlah arus listrik. Tentukan:
 - Muatan listrik dalam coulomb
 - Besarnya arus listrik dalam Ampere.
- Tentukan konsentrasi Cu^{2+} yang tertinggal dalam 335 mL larutan yang berasal dari 0,215 M CuSO_4 , setelah dialiri arus listrik sebesar 2,17 Ampere selama 235 detik dan pengendapan Cu terjadi pada katoda !
- Berapakah massa logam Cu yang diendapkan jika pada larutan CuSO_4 dan Larutan AgNO_3 dielektrolisis dengan jumlah listrik yang sama ternyata diperoleh 1,08 gram Ag! (Ar Ag= 108 dan Ar Cu = 63,5)