

Elektrokimia

A. Sel Elektrokimia

Sel Galvani atau Sel Volta

Contoh sel Volta (Galvani):

Sel primer (Sel yang tidak dapat diisi kembali) : baterai kering, baterai alkalin.

Sel sekunder (Sel yang dapat diisi kembali): aki, baterai Ni-Cd.

Energi kimia → energi listrik. Reaksi redoks: **Reduksi** terjadi di Katoda (elektroda positif).

Oksidasi terjadi di Anoda (elektroda negatif)

Potensial Elektroda (E): perubahan potensial pada reduksi ion 1 M. Semakin besar potensial elektroda, maka makin mudah tereduksi dan makin sulit teroksidasi.

Deret Volta:

Urutan kereaktifan logam. Makin ke kiri potensial elektroda makin kecil dan makin aktif. Urutan Deret Volta

Li-K-Ba-Ca-Na-Mg-Al-Mn-Zn-Cr- Fe-Cd- Co-Ni-Sn-Pb

(H)-Cu-Hg-Ag-Pt-Au

Keterangan:

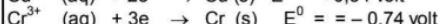
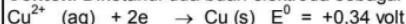
- Li sampai Pb mudah mengalami oksidasi, umumnya bersifat reduktor.
- Cu sampai Au mudah mengalami reduksi umumnya bersifat oksidator.
- Logam yang berada di sebelah kiri logam lain → lebih mudah mengalami oksidasi.

Potensial Sel (E°_{sel})

Rumus: $E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{reduksi}} - E^\circ_{\text{oksidasi}} = E^\circ_{\text{katoda}} - E^\circ_{\text{anoda}} = E^\circ_{\text{besar}} - E^\circ_{\text{kecil}}$

→ Reaksi spontan bila nilai E°_{sel} = POSITIF

Contoh: Diketahui dua buah elektroda sebagai berikut:



Tentukanlah E°_{sel} reaksi?

Jawab:

Agar reaksi berjalan spontan maka Cu dalam reaksi ini mengalami reduksi, sedangkan Cr mengalami oksidasi.

$$E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{reduksi}} - E^\circ_{\text{oksidasi}} = 0,34 - (-0,74) = +1,08 \text{ volt}$$

Sel Elektrolisis

Contoh: Pelapisan logam. Anoda: logam pelapis. Katoda: logam yang dilapisi

Mengubah energi listrik → energi kimia. Reaksi redoks: **Reduksi** terjadi di Katoda (elektroda negatif). **Oksidasi** terjadi di Anoda (elektroda positif)

Elektrolisis Leburan (Lelehan)

Apabila suatu lelehan dialiri listrik maka di katoda terjadi reduksi kation dan di anoda terjadi oksidasi anion. **Contoh:**

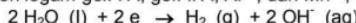
Leburan Al_2O_3 dialiri listrik maka akan terurai menjadi Al^{3+} dan O_2 dengan reaksi sebagai berikut:



Elektrolisis Larutan

Reaksi Di Katoda (elektroda -)

Kation logam gol. I A, gol. II A, Al³⁺, dan Mn²⁺, → H₂O tereduksi:



Kation H⁺ (asam) maka akan tereduksi: 2 H⁺ (aq) + 2e → H₂ (g)

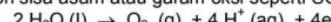
Kation Logam lain selain tersebut di atas, maka logam tersebut akan tereduksi:



Reaksi Di Anoda (elektroda +)

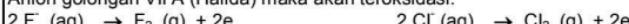
Anoda Inert (tidak reaktif seperti Pt, Au, Cl⁻)

Anion sisa asam atau garam oksigen seperti SO₄²⁻, NO₃⁻ → H₂O teroksidasi:



Anion OH⁻ maka akan teroksidasi: 4 OH⁻ (aq) → O₂ (g) + 2 H₂O (l) + 4e

Anion golongan VII A (Halida) maka akan teroksidasi:



Anoda Tak Inert

Anoda tersebut akan teroksidasi: L(s) → L^{m+} (aq) + me

B. Hukum Faraday

Hukum Faraday 1

$$\text{Rumus: massa} = \frac{\text{i.t.me}}{96500}$$

$$\text{Dimana: i} = \text{kuat arus} \quad \text{t} = \text{waktu} \quad \text{me} = \text{massa ekivalen} = \frac{\text{massa atom relatif}}{\text{perubahan elektron}}$$

Hukum Faraday 2

$$\text{Rumus: } \frac{m_1}{m_2} = \frac{me_1}{me_2}$$

Contoh

Hitunglah massa tembaga yang dibebaskan apabila dalam reaksi elektrolisis larutan CuSO₄ selama 965 detik dialirkan alur listrik sebesar 20 ampere. (ar Cu = 63,5)

Jawab: Elektrolisis larutan CuSO₄ → Tembaga diendapkan di Katoda dengan reaksi:

$$\text{Katoda: Cu}^{2+} + 2 \text{e} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{massa} = \frac{\text{i.t.me}}{96500} = \frac{20 \times 965 \times (63,5/2)}{96500} = 6,35 \text{ gram}$$

Contoh

Arus listrik dialirkan sel elektrolisis yang mengandung ion Cu. Hasilnya 0,3 gram Cu mengendap di katoda. Berapa banyak endapan perak di katoda bila waktu yang sama dan arus yang sama listrik tersebut dialirkan pada larutan AgCl!

$$\text{Jawab: } \frac{m_{\text{Ag}}}{m_{\text{Cu}}} = \frac{me_{\text{Ag}}}{me_{\text{Cu}}} \Leftrightarrow \frac{m_{\text{Ag}}}{0,3} = \frac{180/1}{63,5/2} \Leftrightarrow m_{\text{Ag}} = \frac{108}{31,75} \times 0,3 = 1,02 \text{ gram}$$