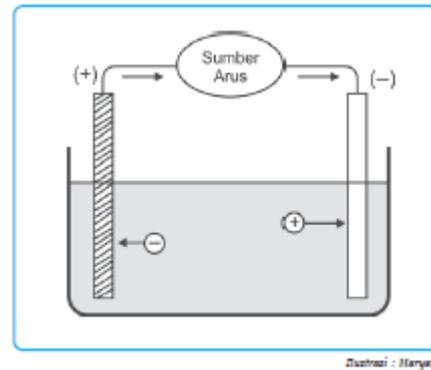


Sel Elektrolisis

Pada sel volta yang baru saja kita pelajari, reaksi redoks spontan menimbulkan arus listrik. Terjadinya arus listrik ini dapat diamati dari voltmeter. Tidak demikian halnya dengan sel elektrolisis, reaksi redoks yang tidak spontan dapat berlangsung bila kedalamnya dialiri listrik. Perhatikan gambar susunan sel elektrolisis pada Gambar disamping!

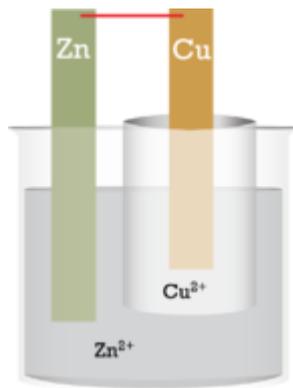
Arus listrik dari sumber arus searah mengalir ke dalam larutan melalui katoda atau elektroda negatif. Pada katoda ini terjadi reaksi reduksi dari spesi tertentu yang ada dalam larutan. Spesi tertentu yang lain mengalami oksidasi di anoda/elektroda positif. Dalam hal tempat reaksi berlangsung sama seperti sel volta yaitu katoda tempat terjadi reaksi reduksi sedangkan anoda tempat terjadi oksidasi, tetapi muatan elektroda dalam sel elektrolisis berlawanan dengan muatan elektroda dalam sel volta. Pada sel elektrolisis katoda merupakan elektroda negatif, sedangkan anoda merupakan elektroda positif.



Spesi yang mengalami reduksi di katoda dan spesi yang mengalami oksidasi di anoda, tergantung pada potensialnya masing-masing. Spesi yang mengalami reduksi adalah yang mempunyai potensial elektroda lebih positif. Sedangkan spesi yang mengalami oksidasi adalah yang mempunyai potensial elektroda lebih negatif. Dengan demikian, tidak selalu kation yang mengalami reduksi dan tidak selalu anion yang mengalami oksidasi, mungkin saja pelarutnya (air) yang mengalami reduksi dan atau oksidasi. Bila elektroda bukan *elektroda inert* (sukar bereaksi) maka elektroda akan mengalami oksidasi.

Elektrolisis yaitu proses di mana energi listrik dipakai untuk menyebabkan reaksi kimia tidak spontan akan terjadi. Elektrolisis bertanggung jawab atas munculnya banyak benda dalam kehidupan sehari-hari seperti perhiasan berlapis emas / berlapis perak dan bumper mobil berlapis krom.

Sebuah sel elektrolisis yaitu alat yang dipakai untuk melakukan reaksi elektrolisis. Dalam sel elektrolit, arus listrik diterapkan untuk menyediakan suatu sumber elektron untuk mendorong reaksi ke arah tidak spontan. Dalam sel volta, reaksi berjalan dalam arah yang melepaskan elektron secara spontan. Dalam sel elektrolit, masukan elektron dari sumber eksternal memaksa reaksi untuk pergi ke arah yang berlawanan.



Arah spontan untuk reaksi antara Zn dan Cu yaitu untuk logam Zn akan teroksidasi menjadi ion Zn^{2+} , sedangkan ion Cu^{2+} direduksi menjadi logam Cu. Hal tersebut membuat elektroda seng ialah anoda dan elektroda tembaga ialah katoda. Ketika setengah sel yang sama yang terhubung ke baterai melalui kawat eksternal, reaksi dipaksa untuk berjalan dalam arah yang berlawanan. Elektroda seng sekarang katoda dan elektroda tembaga anoda.

Oksidasi (anoda)	$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}$	$E^{\circ} = -3,4 \text{ V}$
Reduksi (katoda)	$Zn^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Zn$	$E^{\circ} = -0,76 \text{ V}$
	$Cu + Zn^{2+} \rightarrow Cu^{2+} + Zn$	$E^{\circ} \text{ sel} = -1,10 \text{ V}$

Potensi sel standar yaitu negatif, menunjukkan reaksi tidak spontan. Baterai harus mampu memberikan minimal yaitu 1.10 V arus searah agar reaksi akan terjadi. Perbedaan lain antara sel volta dengan sel elektrolitik yaitu tanda-tanda dari elektroda. Dalam sel volta, anoda ialah negatif dan katoda positif. Dalam sel elektrolit, anoda positif karena terhubung ke terminal positif baterai. Katoda karena itu negatif. Elektron masih mengalir melalui sel membentuk anoda ke katoda.

Reaksi elektrolisis

REAKSI PADA KATODA	REAKSI PADA ANODA
A. LARUTAN 1. Ion-ion IA, IIA, Al ³⁺ , Mn ²⁺ Larutan : $2H_2O + 2e \rightarrow 2OH^- + H_2$ Lelehan : Semua ion no.1 mengalami reaksi pada no.3 2. Ion H ⁺ $2H^+ + 2e \rightarrow H_2$ 3. Ion-ion logam selain 1 dan 2 $L^{n+} + ne \rightarrow L$	A. Elektrode Inert (Pt, C, Au) 1. ion-ion sisa asam (SO ₄ ²⁻ , NO ₃ ⁻) $2H_2O \rightarrow 4H^+ + 4e + O_2$ 2. Ion Halida (F ⁻ , Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻) $2X^- \rightarrow X_2 + 2e$ 3. Ion OH ⁻ $4OH^- \rightarrow 2H_2O + 4e + O_2$ B. Elektrode Non Inert Elektrodenya yang akan bereaksi $L \rightarrow L^{n+} + ne$

Perbedaan dengan sel volta

Pada dasarnya elektrolisis adalah sel volta yang bereaksi tidak spontan. Faktanya, aliran listrik harus dibalik dari sel volta dengan melebihi tegangan yang dibutuhkan. Sel elektrolisis terdiri atas dua buah elektroda, dan satu elektrolit. Tidak seperti sel volta, reaksi yang menggunakan sel elektrolisis harus terinduksi dan terbalik antara anoda dan katoda. Inilah

SEL VOLTA	SEL ELEKTROLISIS
Mengubah reaksi kimia menjadi energi listrik Terdapat dua elektroda: Katoda (+) : mengalami reaksi reduksi Anoda (-) : mengalami reaksi oksidasi Contoh: Baterai, Accu	Mengubah energi listrik menjadi reaksi kimia Terdapat dua elektroda: Katoda (-) : mengalami reaksi reduksi Anoda (+) : mengalami reaksi oksidasi Contoh : Penyepuhan, pelapisan logam

Faktor-faktor yang mempengaruhi Elektrolisis

1. Overpotential
Tegangan yang dihasilkan akan lebih tinggi dari yang diharapkan. Overpotential penting untuk mengendalikan interaksi antar elektroda.
2. Tipe elektroda
Elektroda Inert berperan sebagai permukaan untuk reaksi yang terjadi. Namun elektroda tidak ikut beraksi dimana elektroda aktif menjadi bagian setengah reaksi.
3. Reaksi Elektrodan yang bersamaan

Jika dua pasang setengah reaksi terjadi bersamaan, maka salah satu setengah reaksi harus dihentikan untuk menentukan pasangan tunggal reaksi yang dapat dielektrolisis.

4. Keadaan Pereaksi

Jika pereaksi tak standar, maka tegangan setengah sel akan berbeda dari nilai standar. Pada kasus ini, larutan untuk anoda setengah sel mungkin akan mempunyai pH lebih tinggi atau rendah dari pH standar, yaitu 4.