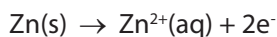


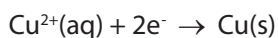
Sel Volta (Bagian I)

Pada sesi 3 sebelumnya, kita telah mempelajari reaksi redoks. Kita telah memahami bahwa reaksi redoks adalah gabungan dari reaksi reduksi dan oksidasi, serta pada prosesnya terjadi peristiwa serah-terima elektron. Apabila proses reduksi dan oksidasi dipisahkan pada dua sel yang berbeda, kemudian kedua sel dihubungkan dengan kawat konduktor dan keseimbangan muatan antara kedua sel dijaga, maka aliran listrik akan dihasilkan dari rangkaian tersebut. Susunan sel tersebut menjadi dasar pemanfaatan reaksi kimia untuk menghasilkan arus listrik. Sel yang mengubah energi kimia menjadi energi listrik disebut Sel Volta atau Sel Galvani.

Nama Sel Volta atau Sel Galvani diambil dari hasil percobaan Luigi Galvani dan Alessandro Volta. Pada percobaan tersebut, Sel Volta dirangkai dari elektroda Zn yang dicelupkan ke dalam larutan ZnSO_4 dan elektroda Cu yang dicelupkan ke dalam larutan CuSO_4 . Kedua larutan tersebut dipisahkan oleh dinding berpori, atau diletakkan pada dua bejana berbeda dan dihubungkan dengan jembatan garam (semacam pipa yang berisi agar-agar yang mengandung garam, misalnya KNO_3). Ketika kedua elektroda dihubungkan dengan kawat konduktor, maka elektron mengalir dari elektroda Zn menuju elektroda Cu. Elektron tersebut dihasilkan dari reaksi oksidasi Zn menjadi ion Zn^{2+} yang dituliskan sebagai berikut:

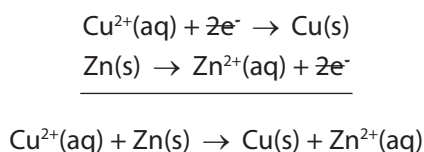


Elektron yang mengalir ke elektroda Cu kemudian mengalir ke dalam larutan CuSO_4 yang mengandung ion Cu^{2+} . Elektron tersebut terpakai untuk mereduksi ion Cu^{2+} menjadi logam Cu yang akan terdeposit pada elektroda Cu, reaksi yang terjadi dituliskan sebagai berikut:



Reaksi ini akan menyebabkan adanya perbedaan muatan pada kedua elektrolit, yang akan menyebabkan reaksi terhenti. Jembatan garam digunakan untuk menetralisasi perbedaan muatan tersebut agar reaksi terus berlangsung. Adanya elektron yang mengalir dari satu sel ke sel lainnya menghasilkan arus listrik.

Jika reaksi pada kedua sel digabung, maka reaksi yang terjadi dapat dituliskan sebagai berikut:

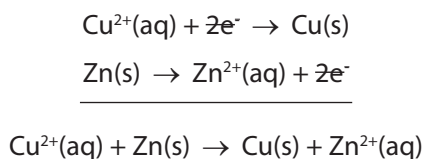


Pada peristiwa ini, elektroda Zn adalah tempat reaksi oksidasi dan elektroda Cu adalah tempat reaksi reduksi. Dalam elektrokimia, elektroda tempat berlangsungnya reaksi oksidasi disebut anoda, sedangkan elektroda tempat berlangsungnya reaksi reduksi disebut katoda. Pada sel volta, elektron mengalir dari tempat oksidasi ke tempat reduksi, yaitu dari anoda ke katoda. Sedangkan arus listrik mengalir berlawanan arah dengan arah aliran elektron, yaitu dari katoda ke anoda. Dengan demikian, pada sel volta katoda adalah elektroda positif dan anoda adalah elektroda negatif.

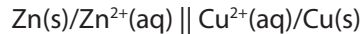
A. NOTASI SEL VOLTA

Notasi sel volta adalah suatu cara untuk menuliskan elemen-elemen yang terlibat dalam suatu sel volta, mencakup semua bagian dasar dari sel volta dan spesi-spesi yang mengalami reaksi redoks. Secara ringkas, sel volta dapat dikatakan terdiri dari katoda, anoda, dan jembatan garam. **Katoda** adalah setengah-sel tempat terjadinya reaksi reduksi, sedangkan **anoda** adalah setengah-sel tempat terjadinya reaksi oksidasi. Pada sel volta, katoda adalah elektroda positif, sedangkan anoda adalah elektroda negatif.

Sebagai contoh, reaksi redoks spontan antara ion Cu^{2+} yang tereduksi menjadi Cu dengan logam Zn yang teroksidasi menjadi Zn^{2+} dapat dituliskan dalam dua reaksi setengah dan reaksi lengkap seperti di bawah ini.



Notasi sel untuk reaksi redoks di atas adalah

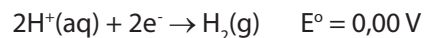


Notasi $\text{Zn(s)}/\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ menunjukkan reaksi oksidasi, dengan “/” menunjukkan perubahan fase logam Zn padat menjadi ion Zn^{2+} yang berupa larutan. Apabila tidak ada perubahan fase, kedua spesi dipisahkan dengan “,” (koma). Sedangkan $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu(s)}$ adalah notasi untuk reaksi reduksi. Dua garis di tengah adalah notasi untuk jembatan garam.

B. POTENSIAL ELEKTRODA STANDAR DAN POTENSIAL SEL STANDAR

Kita telah mengetahui bahwa Sel Volta adalah suatu sel yang dapat menghasilkan arus listrik dari suatu reaksi kimia (reaksi redoks). Adanya arus listrik yang mengalir dari satu elektroda ke elektroda lainnya akan memunculkan beda potensial yang dapat diukur dengan voltmeter. Beda potensial antarelektroda tersebut terjadi karena masing-masing elektroda memiliki potensial elektroda yang terjadi akibat adanya tegangan antarmuka logam dengan elektrolit. Harga potensial pada suatu elektroda tidak dapat diukur. Akan tetapi, kita dapat menghitung harga potensial suatu elektroda dengan merangkai elektroda tersebut dengan elektroda yang menjadi acuan seperti rangkaian Sel Volta. Elektroda acuan yang digunakan sebagai pembanding dalam pengukuran potensial elektroda disebut elektroda standar.

Elektroda standar yang dipakai pada pengukuran potensial elektroda adalah elektroda hidrogen-platina yang lazim disebut *Standard Hydrogen Electrode* (SHE). SHE adalah batang platina yang dimasukkan ke dalam larutan asam yang mengandung ion $\text{H}^+(\text{aq})$ 1 M pada suhu 25°C . Melalui pipa dialirkan gas hidrogen pada batang platina dengan tekanan 1 atm dan gas hidrogen akan diabsorpsi oleh batang platina sehingga dianggap yang bereaksi dengan larutan asam adalah gas hidrogen. Pada kondisi standar (25°C , 1 atm, 1 M), besarnya beda potensial elektroda tersebut ditetapkan sebesar 0,00 V, dan reaksi yang terjadi dapat dituliskan sebagai berikut:



Untuk mengukur nilai potensial suatu elektroda, elektroda tersebut dirangkai dengan SHE seperti rangkaian Sel Volta, kemudian beda potensial antara elektroda tersebut dengan SHE akan terbaca pada voltmeter. Beda potensial tersebut yang diukur dengan elektroda standar disebut potensial elektroda standar (E°). Dengan demikian, nilai E° adalah beda potensial antara suatu elektroda dengan elektroda acuan (SHE).

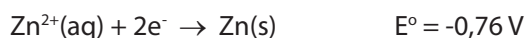
Sebagai contoh, kita akan mengukur potensial elektroda standar untuk Zn dengan merangkaikan elektroda Zn dalam larutan yang mengandung ion Zn^{2+} dengan SHE. Beda potensial antara Zn dengan SHE terbaca pada voltmeter. Reaksi yang terjadi menunjukkan logam Zn mengalami oksidasi dan SHE memiliki potensial yang lebih tinggi karena arus listrik mengalir dari SHE ke elektroda Zn. Nilai yang terbaca pada voltmeter adalah 0,76 V. Karena nilai potensial SHE ditetapkan sebesar 0,00 V dan berdasarkan percobaan tersebut diketahui potensial SHE lebih tinggi daripada elektroda Zn, maka besarnya potensial elektroda Zn adalah:

$$0,76 = E^{\circ}\text{SHE} - E^{\circ}\text{Zn}$$

$$E^{\circ}\text{Zn} = E^{\circ}\text{SHE} - 0,76\text{V}$$

$$E^{\circ}\text{Zn} = -0,76\text{V}$$

Persamaan reaksi dapat ditulis sebagai berikut:



Atau notasi sel setengah Zn dapat dituliskan sebagai berikut:



Selanjutnya, potensial sel standar dapat dihitung dengan mengetahui nilai potensial masing-masing elektroda penyusun Sel Volta. Karena arus listrik mengalir dari sel dengan potensial lebih tinggi ke potensial lebih rendah, maka potensial sel dihitung dari beda potensial antara katoda (elektroda positif) dan anoda (elektroda negatif).

$$E^{\circ} \text{ Sel} = E^{\circ}\text{Katoda} - E^{\circ}\text{Anoda}$$

Sebelumnya, kita telah mengetahui bahwa katoda adalah elektroda tempat reaksi reduksi dan anoda adalah elektroda tempat reaksi oksidasi. Dengan demikian, rumus di atas dapat dituliskan sebagai berikut:

$$E^{\circ}\text{Sel} = E^{\circ}\text{Reduksi} - E^{\circ}\text{Oksidasi}$$

Nilai potensial sel standar juga dapat dihitung dengan menuliskan terlebih dahulu dua reaksi setengah yang terjadi pada masing-masing elektroda, kemudian menggabungkan kedua reaksi dan menjumlahkan nilai potensial kedua elektroda.

Nilai potensial sel di atas adalah nilai potensial sel standar yang diukur dari beda potensial elektroda pada keadaan standar (25°C, 1 atm, konsentrasi ion-ion sebesar 1,0 M). Seringkali reaksi redoks berlangsung tidak dalam kondisi standar, sehingga nilai potensial sel akan sedikit berbeda dengan nilai potensial standarnya. Untuk menghitung potensial sel pada kondisi yang tidak standar (suhu bukan 25°C), kita menggunakan persamaan Nerst seperti yang tertulis di bawah ini.

$$E_{\text{sel}} = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln Q_c$$

dengan E° = potensial standar sel

R = konstanta gas ideal (9,314 J/mol.K)

T = suhu mutlak (K)

n = jumlah elektron yang terlibat dalam reaksi redoks

F = 96.500 C/mol e^{-}

Q_c = nilai yang sama dengan konstanta kesetimbangan

Apabila reaksi berlangsung pada suhu 25°C (298 K), tetapi konsentrasi ion-ion dalam larutan tidak sama dengan 1,0 M maka persamaan Nerst di atas dapat diubah seperti di bawah ini. Nilai $\ln Q_c$ menjadi $\log Q_c$ dibagi 2,303.

$$E_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{sel}} - \frac{0,0592}{n} \log Q_c$$

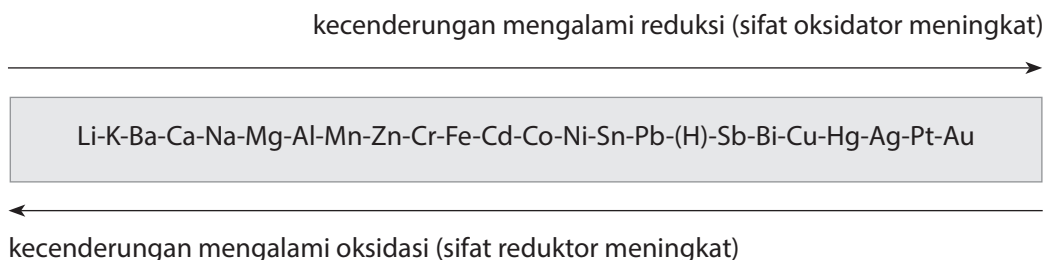
dengan n adalah jumlah elektron yang terlibat dalam reaksi redoks dan Q_c adalah nilai yang diperoleh dari cara yang sama dengan menghitung konstanta kesetimbangan (K). Untuk memperoleh nilai Q_c , kita harus membuat persamaan reaksi redoks lengkap terlebih dahulu.

C. REAKSI SPONTAN DAN DERET VOLTA

Di bagian sebelumnya, kita telah melihat contoh rangkaian Sel Volta dari elektroda Zn dan Cu, di mana Zn mengalami oksidasi dan Cu^{2+} mengalami reduksi. Ada sebuah pertanyaan penting yang jawabannya akan kita bahas pada bagian ini: mengapa tidak terjadi sebaliknya, Cu mengalami oksidasi dan ion Zn^{2+} mengalami reduksi?

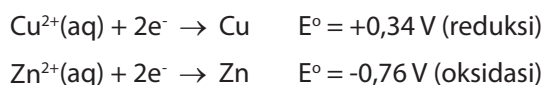
Pada bagian kedua, kita telah mengetahui bahwa masing-masing elektroda memiliki nilai potensial elektroda standar (E°) yang diperoleh dengan menghitung beda potensial elektroda tersebut terhadap SHE. Jika hal yang sama dilakukan pada berbagai elektroda, maka kita akan memperoleh nilai potensial elektroda dari berbagai jenis elektroda. Sebagian elektroda yang memiliki nilai potensial reduksi berharga positif dan sebagian lagi berharga negatif. Berdasarkan percobaan, logam-logam yang memiliki nilai potensial elektroda berharga negatif akan mengalami oksidasi (menjadi anoda) ketika dirangkai dengan SHE, sedangkan logam-logam dengan potensial elektroda berharga positif akan mengalami reduksi (menjadi katoda). Urutan zat-zat tersebut dari yang memiliki nilai potensial elektroda paling kecil (negatif) hingga yang paling besar (positif) disebut Deret Volta.

Untuk logam, Deret Volta dapat disebut juga deret kereaktifan logam, yang dapat dilihat sebagai berikut:



Logam-logam yang terletak di sebelah kiri H memiliki potensial elektroda berharga negatif, sedangkan logam-logam di sebelah kanan H memiliki potensial elektroda berharga positif. Jika kita kembali melihat rangkaian Sel Volta yang terdiri dari elektroda Zn dan Cu, dan melihat posisi keduanya pada deret Volta, maka kita akan mengetahui bahwa ternyata Zn adalah logam yang letaknya di sebelah kiri sedangkan Cu terletak di sebelah kanan. Nilai potensial elektroda Cu lebih besar daripada Zn. Dengan demikian, ketika kita merangkai elektroda Zn yang dicelupkan dalam larutan Zn^{2+} dengan elektroda Cu yang dicelup dalam larutan Cu^{2+} , maka serta-merta (spontan) Cu akan menjadi katoda (tempat reduksi ion Cu^{2+}) dan Zn akan menjadi anoda (mengalami oksidasi). Reaksi yang terjadi secara serta-merta disebut sebagai reaksi spontan.

Selanjutnya, berdasarkan Deret Volta, kita dapat menghitung E°_{Sel} (beda potensial) antara elektroda Cu dengan Zn, dengan cara sebagai berikut:



$$\begin{aligned}
 E^{\circ} \text{ sel} &= E^{\circ} \text{ Reduksi} - E^{\circ} \text{ Oksidasi} \\
 &= +0,34\text{V} - (-0,76\text{V}) \\
 &= +1,10\text{V}
 \end{aligned}$$

(Ingat, nilai $E^{\circ}\text{Sel}$ dapat pula dihitung dengan membalik reaksi kedua, kemudian menggabungkan dua reaksi setengah menjadi satu dan menjumlahkan nilai kedua potensial elektroda!)

Berdasarkan perhitungan tersebut, kita mengetahui bahwa rangkaian Sel Volta di mana Zn mengalami oksidasi dan Cu^{2+} mengalami reduksi memiliki nilai $E^{\circ}\text{Sel}$ berharga positif. Jika, secara teoritis, reaksi dibalik: Zn^{2+} mengalami reduksi (Zn menjadi katoda) dan Cu mengalami oksidasi (Cu menjadi anoda), maka nilai potensial sel akan menjadi:

$$\begin{aligned}
 E^{\circ} \text{ sel} &= E^{\circ} \text{ Reduksi} - E^{\circ} \text{ Oksidasi} \\
 &= -0,76\text{V} - (0,34\text{V}) \\
 &= -1,10\text{V}
 \end{aligned}$$

Ternyata beda potensialnya sama dengan rangkaian Sel Volta semula, tetapi nilai potensial sel tersebut berharga negatif. Percobaan menunjukkan bahwa reaksi yang terjadi secara spontan (serta-merta, tanpa energi yang memicu) adalah reaksi dengan potensial sel berharga positif. Dengan demikian, perhitungan nilai potensial sel dapat pula digunakan untuk menentukan apakah suatu reaksi redoks berjalan spontan atau tidak spontan.

Reaksi redoks spontan memiliki nilai potensial sel berharga positif.

Pada sesi berikutnya, kita akan mempelajari beberapa contoh Sel Volta dan korosi logam.