

# SEL VOLTA-1

## Part I

## Definisi

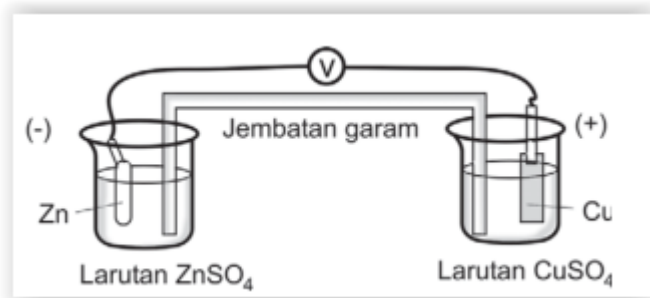
Sel volta adalah sel elektrokimia yang dapat menghasilkan listrik dari reaksi redoks yang spontan. Sel volta disebut juga sebagai sel Galvani ( nama penemu sel elektrokimia).

## Part II

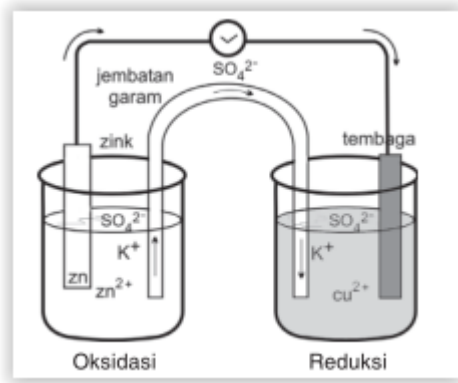
## Sel volta

- Komponen Sel volta:
  - elektrode
  - jembatan garam
  - larutan elektrolit
  - kabel

Berikut ini diagram sel volta dengan elektrode Zn dan Cu.



Dalam rangkaian sel volta di atas, logam Zn dicelupkan ke dalam larutan  $ZnSO_4$  dan logam Cu dicelupkan ke dalam larutan  $CuSO_4$ . Logam Zn dan logam Cu dihubungkan dengan kawat/kabel. Karena Zn lebih reaktif daripada Cu, sehingga Zn mempunyai kecenderungan yang lebih besar untuk membentuk ion ( $Zn^{2+}$ ) dengan melepas elektron, atau yang disebut dengan reaksi oksidasi. Dan elektrode Zn disebut sebagai anoda. Sedangkan elektrode Cu akan terjadi reaksi reduksi ion  $Cu^{2+}$  (menangkap elektron) menjadi Cu.



Reaksi oksidasi:  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e$

Elektron yang dilepaskan oleh logam seng mengalir melalui kawat penghantar menuju tembaga, selanjutnya diterima oleh ion  $\text{Cu}^{2+}$  yang kemudian mengendap sebagai logam tembaga.

Reaksi :  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2e \rightarrow \text{Cu}$

Selama reaksi dalam rangkaian tersebut berlangsung, aliran elektron (arus listrik) terus terjadi.

Pada sel oksidasi akan terjadi kelebihan muatan positif dari pembentukan  $\text{Zn}^{2+}$  dan pada sel reduksi akan terjadi kelebihan muatan negatif dari berkurangnya ion  $\text{Cu}^{2+}$ . Muatan pada kedua sel ini akan dinetralkan oleh ion-ion garam yang berasal dari jembatan garam. Dimana jembatan garam ini berisi gel/agar-agar ion-ion garam, yang berfungsi menyeimbangkan kelebihan muatan dengan gaya elektrostatis.

- Notasi sel volta

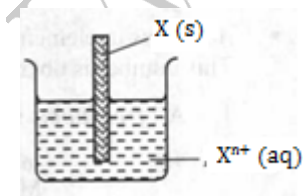
Dalam menuliskan diagram sel, anoda dituliskan di sebelah kiri dan katoda di sebelah kanan yang dipisahkan oleh jembatan garam. Jembatan garam dilambangkan dengan dua garis sejajar (||). Secara umum, notasi sel dituliskan sebagai berikut:

anoda || katoda

Pada masing-masing anoda dan katoda satu garis tegak (|) melambangkan perbedaan wujud spesi, sehingga pada sel volta di atas dituliskan dalam bentuk notasi sel :  $\text{Zn}(\text{s}) | \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) || \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) | \text{Cu}(\text{s})$

- Potensial Elektroda Standar

- Jika suatu logam X dimasukkan ke dalam larutan yang berisi logam  $\text{X}^{n+}$  maka ada dua kemungkinan reaksi yang terjadi:



$\text{X}(\text{s}) \rightarrow \text{X}^{n+}(\text{aq}) + ne$  : logam X teroksidasi ke dalam larutan

$\text{X}^{n+}(\text{aq}) + ne \rightarrow \text{X}(\text{s})$  : ion  $\text{X}^{n+}$  tereduksi menjadi X

Dapat dilihat bahwa kedua reaksi di atas dapat memungkinkan terjadinya reaksi *reversible* (setimbang) jika kecepatan reaksi kedua reaksi di atas sama. Pada keadaan setimbang inilah, beda potensial logam dan larutan ionnya disebut potensial elektroda.

$\text{X}^{n+}(\text{aq}) + ne \rightleftharpoons \text{X}(\text{s})$   $E =$  potensial elektroda.

Potensial elektroda dapat bernilai positif maupun negatif tergantung pada:

- \* suhu dan tekanan
- \* sifat logam

\* konsentrasi ion

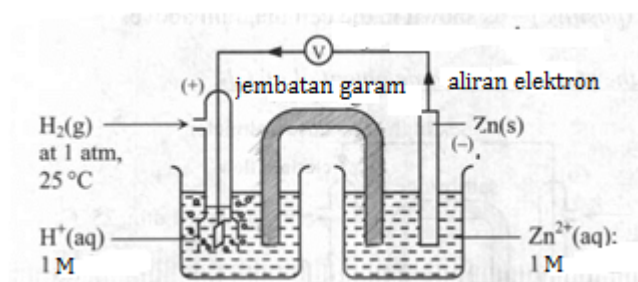
Potensial elektroda yang diukur pada kondisi standar ( 298 K, 1 atm, 1 M), disebut sebagai potensial elektrode standar ( $E^\circ$ ) dengan satuan volt (V).

Potensial elektroda standar suatu zat tidak dapat diukur langsung, tetapi perbedaan potensial dua setengah reaksi sel dapat diukur.

Potensial elektrode standar suatu logam dapat ditentukan dengan menggunakan elektroda hidrogen standar. Untuk elektrode hidrogen standar digunakan logam platina yang dimasukkan ke dalam larutan ion  $H^+$  1M (misalnya HCl). Gas  $H_2$  dengan tekanan 1 atm dialirkan di elektroda platina. Dengan reaksi :  $H_2(g) \rightleftharpoons 2H^+(aq) + 2e$  dihasilkan potensial elektrode standar sebesar 0,00 V.

Selanjutnya, untuk menentukan potensial elektrode standar ( $E^\circ$ ) digunakan elektrode hidrogen standar dengan menghubungkan logam tersebut ke elektrode hidrogen.

Contoh untuk mengukur potensial elektrode standar Zn sebagai berikut:



Dari voltmeter diperoleh bahwa perbedaan potensial standar elektrode di atas adalah 0,76 V, sehingga dapat disimpulkan potensial elektrode standar  $Zn^{2+}/Zn$  adalah -0,76 V. Nilai negatif ini artinya elektrode Zn merupakan elektrode negatif karena terjadinya reaksi oksidasi dimana dihasilkan elektron.

Perbedaan potensial dari kedua elektroda inilah yang disebut beda potensial sel ( $E_{sel}^\circ$ ).

$$E_{sel} = E_{katoda}^\circ - E_{anoda}^\circ$$

### • Hubungan energi bebas dengan potensial sel

Perubahan energi bebas,  $\Delta G$ , merupakan ukuran kespontanan suatu reaksi kimia pada suhu dan tekanan yang tetap. Potensial sel juga menunjukkan kespontanan suatu reaksi, sehingga hubungan potensial sel dengan energi bebas adalah:

$$\Delta G = -nFE$$

Ket:

n: jumlah mol elektron yang terlibat dalam reaksi

$\Delta G$ : energi bebas

F: tetapan Faraday ( 96485 C/mol)

E: potensial sel

Karena n dan F adalah bilangan positif, maka nilai E yang positif akan menghasilkan nilai  $\Delta G$  yang negatif. Jika reaktan dan produk dalam kondisi standar, maka:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Karena  $\Delta G^\circ$  berkaitan dengan tetapan kesetimbangan, K, maka:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

Sehingga:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

$$E^\circ = \frac{\Delta G^\circ}{-nF}$$

$$= \frac{-RT \ln K}{-nF}$$

$$E^\circ = \frac{RT}{nF} \ln K$$

• **persamaan Nernst**

Jika sel volta tidak dalam kondisi standar, maka nilai  $E_{sel}^\circ$  diperoleh dengan persamaan Nernst. Pengaruh konsentrasi pada potensial sel dapat diperoleh dari pengaruh konsentrasi pada perubahan energi bebas.

$$\boxed{\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q}$$

masukkan  $\Delta G = -nFE$  pada persamaan di atas, menjadi

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

$$-nFE = -nFE^\circ + RT \ln Q$$

$$\frac{-nFE}{-nF} = \frac{-nFE^\circ}{-nF} + \frac{RT \ln Q}{-nF}$$

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

$$E = E^\circ - \frac{2,303RT}{nF} \log Q$$

Pada  $T = 298 \text{ K}$ ,  $R = 8,314 \text{ atm dm}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ,  $F = 96500$  sehingga

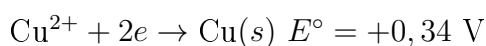
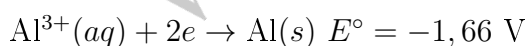
$$E = E^\circ - \frac{2,303 \times 8,314 \times 298}{96500 \times n} \log Q$$

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

## Part III

# Contoh soal dan pembahasan

1. Suatu sel volta tersusun dari elektrode Aluminium dan tembaga. Diketahui



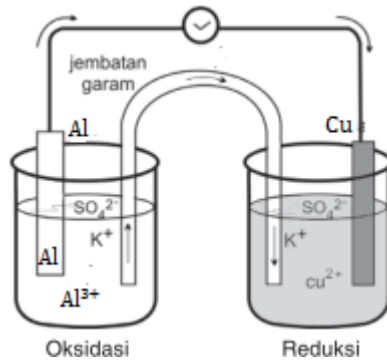
Tentukan

- gambar sel volta dengan elektroda tersebut
- katoda dan anoda
- potensial sel
- notasi sel

Jawab

- Diagram sel volta

Nilai  $E^\circ$  Al lebih kecil daripada Cu, sehingga Al mengalami oksidasi sebagai anoda dan Cu sebagai katoda.

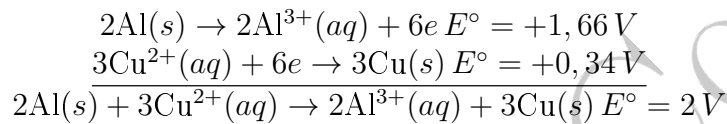


(b) Anoda: Al, katoda: Cu

(c) Potensial sel

$$\begin{aligned} E_{sel}^\circ &= E_{katoda}^\circ - E_{anoda}^\circ \\ &= 0,34 - (-1,66) \\ &= 2V \end{aligned}$$

(d) Reaksi di anoda dan katoda



Sehingga notasi sel:  $\text{Al}|\text{Al}^{3+}||\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$