

BAB II

TINJAUAN PUSTAKA

2.1. Tembaga

Tembaga adalah logam merah muda yang lunak, dapat ditempa dan liat, disamping itu tembaga juga merupakan penghantar listrik dan panas yang baik. Hal ini menyebabkan tembaga memiliki nilai ekonomi yang cukup tinggi. Logam tembaga mempunyai titik lebur $1038\text{ }^{\circ}\text{C}$, tidak larut dalam asam klorida dan asam sulfat encer, mudah larut dalam asam nitrat, asam sulfat pekat, dan dalam air raja. Potensial elektroda standar reduksi Cu terhadap elektroda normal hidrogen (ENH) sebesar $+0,34\text{ V}^{[5]}$.

Senyawa tembaga(I) diturunkan dari tembaga(I) oksida, Cu_2O yang berwarna merah dan mengandung ion tembaga(I), Cu^+ . Senyawa ini tidak berwarna, kebanyakan garam tembaga(I) tidak larut dalam air. Tembaga(I) mudah dioksidasikan menjadi senyawa tembaga(II) yang dapat diturunkan dari tembaga(II) oksida, CuO yang berwarna hitam. Garam-garam tembaga(II) umumnya berwarna biru, baik dalam bentuk hidrat, padat maupun dalam air^[6].

Tembaga dibutuhkan oleh tubuh dalam jumlah sedikit, dalam jumlah yang berlebih bersifat toksik. Toksisitas akut dapat menyebabkan gangguan pada hati, ginjal, saluran pencernaan makanan dan pada sistem peredaran darah serta dapat menyebabkan penyakit Wilson.

2.2. Seng^[7]

Seng telah digunakan sebagai salah satu unsur kuningan dan perunggu selama lebih dari 2000 tahun. Ini dimungkinkan karena pertama kali seng diketahui sebagai salah satu logam yang berbeda oleh pengrajin logam di India dan China, terutama pada tahun 1500 M.

Seng terdapat pada tanah lapisan kerak bumi sekitar 120 kg per ton. Biasanya ditemukan di alam sebagai sulfida, ZnS, yang dikenal dengan sphalerite atau zincblende. Seng berada pada grup II b periode 4 pada tabel periodik. Sifat fisik lain adalah sebagai berikut:

Massa relatif	: 65,38
Nomor atom	: 30
Warna	: putih kebiru-biruan
Struktur kristal	: heksagonal
Berat jenis	: 7,133 g/mL
Titik lebur	: 419,5 °C
Titik didih	: 907 °C
Kalor jenis (25 ⁰ C)	: 0,0925 kal/g
Potensial elektroda	: Zn ²⁺ (H ₂ O, 0,0 volt) : -0,76 volt

Posisi seng yang relatif tinggi pada deret tegangan (electromotive series) membuat logam ini sangat berguna dalam melindungi logam lain dari korosi. Seng sebagai unsur tidak bersifat toksik, sementara beberapa senyawanya mempunyai pengaruh yang tidak menyenangkan ketika terinjeksikan ke dalam tubuh.

2.3. Sel Galvani ^[8]

Sel Galvani atau sel Volta adalah sel elektrokimia yang terdiri dari dua buah elektroda yang dicelupkan dalam elektrolit sehingga menghasilkan energi listrik akibat terjadinya reaksi redoks secara spontan pada kedua elektroda tersebut. Energi bebas dalam sel Volta berasal dari reaksi kimia yang diubah menjadi energi listrik. Hubungan antara energi bebas dari reaksi kimia dengan potensial sel dapat dituliskan dengan persamaan:

$$\Delta G = - n F E_{\text{sel}} \quad (1)$$

dengan n adalah jumlah mol elektron yang terlibat pada reaksi kesetimbangan, F adalah tetapan Faraday (96500 Coulomb) dan E_{sel} adalah potensial sel (Volt).

Apabila keaktifan dari kedua jenis ion dalam larutan adalah satu maka :

$$\Delta G^{\circ} = - n F E^{\circ}_{\text{sel}} \quad (2)$$

dengan E°_{sel} adalah potensial standar sel yang diukur dari kombinasi potensial kedua elektroda menurut persamaan:

$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ}_{+} - E^{\circ}_{-} \quad (3)$$

dengan E°_{+} adalah potensial standar elektroda positif dan E°_{-} adalah potensial standar elektroda negatif. Untuk reaksi spontan harga E_{sel} positif dan ΔG negatif. Perubahan energi bebas standar (ΔG°) reaksi berhubungan dengan konstanta kesetimbangan sebagai berikut :

$$\Delta G^{\circ} = - R T \ln K \quad (4)$$

dari persamaan (2) dan (4) dapat diperoleh:

$$n F E^{\circ}_{\text{sel}} = - R T \ln K$$

$$\text{sehingga } E^{\circ}_{\text{sel}} = \frac{RT}{nF} \ln K \quad (5)$$

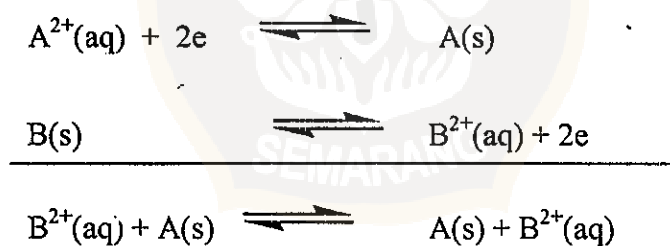
Jika salah satu variabel ΔG° , K atau E°_{sel} diketahui, maka variabel yang lain dapat dihitung dengan persamaan (2), (4), atau (5), sehingga hubungan antara ΔG° , K , E°_{sel} dan spontanitas reaksi redoks adalah sebagai berikut:

Tabel 1. Hubungan antara ΔG° , E°_{sel} dan spontanitas reaksi redoks:

ΔG°	E°_{sel}	Reaksi keadaan standar
(-)	(+)	Spontan
0	0	Keseimbangan
(+)	(-)	Non spontan (reaksi spontan pada arah kebalikannya)

2.4. Persamaan Nernst ^[9]

Nilai energi bebas Gibbs suatu reaksi bergantung pada konsentrasi zat yang terlibat dalam reaksi. Reaksi oksidasi reduksi yang terjadi:



Energi bebas dari persamaan tersebut adalah :

$$\Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln \frac{a_A \cdot a_{B^{2+}}}{a_{A^{2+}} \cdot a_B} \quad (6)$$

dengan a_A , $a_{B^{2+}}$, $a_{A^{2+}}$ dan a_B merupakan aktivitas reaktan dan produk. R adalah tetapan gas yang besarnya $8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ dan T adalah suhu mutlak ($^{\circ}\text{K}$). Dengan mensubstitusi persamaan (1) dan (2) ke persamaan di atas akan diperoleh:

$$-n F E = -n F E^0 + RT \ln \frac{a_A \cdot a_{B^{2+}}}{a_{A^{2+}} \cdot a_B} \quad (7)$$

atau

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{B^{2+}}}{a_{A^{2+}}} \quad (8)$$

(Keaktifan dari zat padat murni menurut konvensi adalah satu).

Jika larutan cukup encer, aktivitas dapat diganti dengan konsentrasi, sehingga persamaan (8) dapat ditulis :

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[B^{2+}]}{[A^{2+}]} \quad (9)$$

Persamaan diatas dikenal dengan persamaan Nernst.

2.5. Elektrolisis internal

Elektrolisis internal adalah elektrolisis larutan dengan elektroda yang tercelup didalamnya menyusun sebuah sel Galvani yang menghasilkan arus, arus ini mengakibatkan pengendapan logam pada katoda. Logam-logam yang dapat digunakan sebagai elektroda adalah logam yang mempunyai perbedaan potensial yang cukup besar. Sebagai anoda adalah logam dengan potensial reduksi lebih rendah atau lebih negatif dari logam yang diendapkan atau dengan kata lain, hanya logam dengan potensial reduksi lebih tinggi dari anoda yang dapat

diendapkan pada katoda. Logam dengan potensial reduksi lebih rendah akan tetap di larutan. Sedang sebagai katoda adalah logam dengan potensial reduksi lebih tinggi^[3].

Kelebihan metoda elektrolisis internal adalah peralatan yang digunakan sederhana, lebih selektif dari elektrolisis biasa, dan jika anoda yang digunakan sesuai pengendapan bersama dari beberapa logam dapat dihilangkan^[4].

Hambatan dalam dari sel merupakan faktor yang sangat berpengaruh dalam elektrolisis internal, karena variabel ini mengontrol proses terjadinya endapan. Jika hambatan ini sangat tinggi, maka waktu yang dibutuhkan untuk menyelesaikan reaksi sangat lama. Hal ini tidak terjadi pada elektrolisis biasa, pengaruh hambatan sel yang tinggi dapat segera diatasi dengan menaikkan potensial aplikasi. Dalam elektrolisis internal arus yang besar dapat diperoleh hanya jika hambatan sel dijaga tetap kecil. Oleh karena itu peralatan untuk metoda ini selalu didesain dengan meminimalkan hambatan, yaitu dengan penggunaan elektroda yang besar, pengadukan yang bagus dan konsentrasi elektrolit yang tinggi. Dengan metoda elektrolisis internal pengendapan secara sempurna diperlukan waktu kurang dari satu jam jika dalam keadaan standar, akan tetapi seringkali dibutuhkan beberapa jam. Apabila waktu pengendapannya lama, metoda ini tidak memerlukan penanganan yang serius karena sel tidak memerlukan perhatian khusus selama proses berlangsung^[4].

Faktor lain yang sangat mempengaruhi metoda elektrolisis internal adalah adanya *contact precipitation* atau pengendapan pada anoda. Hal ini dapat diatasi dengan melapisi anoda yang digunakan dengan membran. Membran yang biasa

digunakan adalah membran koloid, selain murah membran tersebut juga mudah didapat^[3].

2.6. Hukum Faraday

Hubungan antara jumlah listrik yang mengalir melalui sel dengan jumlah massa yang bereaksi dalam sistem elektrokimia atau sel ditemukan oleh Michael Faraday lebih dari setengah abad yang lalu^[10].

Hukum Faraday I

Massa materi atau zat yang terendapkan atau yang dihasilkan pada elektroda selama proses elektrolisis berbanding lurus dengan besarnya arus listrik yang mengalir melalui elektrolit (sel).

Besarnya arus listrik (Q) yang mengalir selama waktu elektrolisis dinyatakan dalam coulomb.

$$Q = i \text{ (arus)} \cdot t \text{ (waktu)} \quad (10)$$

$$= \text{amper.detik atau coulomb}$$

berdasarkan hukum I Faraday, massa (m) zat yang terendapkan dinyatakan oleh persamaan di bawah ini:

$$m = Q \cdot Z \quad (11)$$

$$= i \cdot t \cdot Z$$

dengan Z adalah harga ekivalen elektrokimia zat yang terendapkan. Jika Q dalam satuan coulomb, $I \cdot t$ dalam amper detik dan m dalam gram, maka Z dinyatakan dalam gram.coulomb⁻¹^[11].

Hukum Faraday II

Jika sejumlah arus listrik yang sama dialirkan melalui suatu seri elektrolit maka jumlah zat yang dibebaskan pada masing-masing elektroda adalah berbanding lurus dengan berat ekivalen kimianya sesuai dengan rumus berikut:

$$w = \frac{e \cdot i \cdot t}{96500} \quad (12)$$

$i \times t = Q$, maka

$$w = \frac{Q \cdot e}{96500} \quad (13)$$

w = berat zat

e = banyaknya elektron yang terlibat dalam reaksi

Q = jumlah zat atau jumlah muatan listrik

2.7. Spektrofotometri Serapan Atom

Spektrofotometri serapan atom (AAS) merupakan salah satu metoda analisis kimia yang mempunyai kepekaan dan sensitivitas yang cukup tinggi. Kelebihan metoda ini antara lain analisisnya cepat, ketelitian tinggi, tidak memerlukan pemisahan pendahuluan dan dapat menentukan konsentrasi unsur pada jumlah yang sangat kecil.

Metoda ini didasarkan pada absorpsi cahaya oleh atom. Atom tersebut menyerap cahaya pada panjang gelombang tertentu^[12]. Logam tembaga menyerap cahaya pada panjang gelombang 324,8 nm^[13].

Setiap alat AAS terdiri dari 3 komponen, yaitu unit atomisasi, sumber energi dan detektor. Sumber energi yang digunakan adalah lampu katoda rongga.

Bahan bakar yang umum digunakan adalah propana, butana hidrogen dan asetilen, sedangkan oksidatornya adalah udara, oksigen dan dinitrogen oksida^[12].

Tembaga merupakan logam yang mudah diuapkan sehingga dapat ditentukan pada suhu rendah. Tembaga teratomisasi ketika dipanaskan dengan gas pembakar udara-asetilena. Sensitivitas untuk logam tembaga adalah 0,45 mg/L, batas deteksinya 0,02 mg/L^[13].

