

APLIKASI ELEKTROKIMIA

Part I

Definisi

Pemanfaatan konsep elektrokimia dalam kehidupan sehari-hari, termasuk pencegahan korosi, yakni kerusakan logam akibat proses elektrokimia

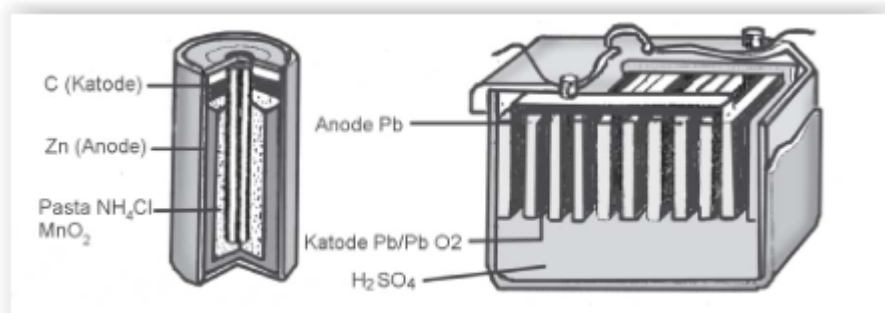
Part II

Aplikasi Elektrokimia

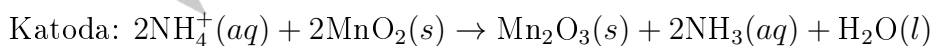
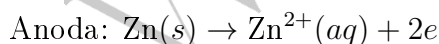
Aplikasi Sel Volta

Untuk sel volta banyak dipakai pada sel baterai contohnya

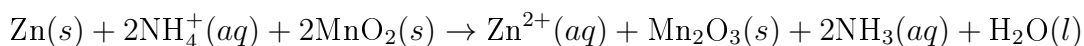
- baterai kering seng-karbon



Reaksi yang terjadi:

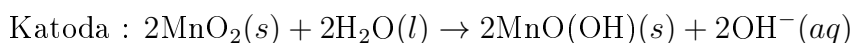
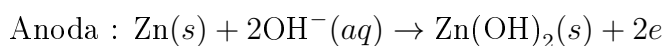


Reaksi total:



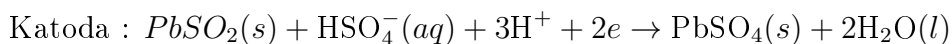
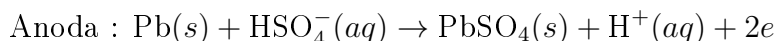
- Baterai Alkalin

Baterai alkalin pada dasarnya sama dengan sel kering, hanya saja bersifat basa karena menggunakan KOH sebagai pengganti NH₄Cl dalam pasta. Reaksi yang terjadi pada baterai alkalin adalah sebagai berikut:

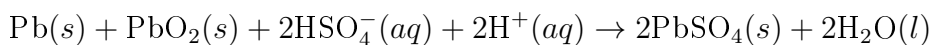


- Sel Aki

Aki merupakan jenis baterai yang praktis karena dapat diisi kembali. Anoda Pb katodanya PbO_2 sedangkan larutan elektrolitnya H_2SO_4 . Reaksi penggunaan atau pengosongan aki:

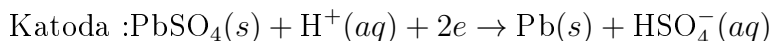


Reaksi total:



Karena hasil reaksi pengosongan aki tetap melekat pada kedua elektroda, maka aki dapat diisi kembali dengan membalik arah aliran elektron pada kedua elektroda.

Reaksi pengisian aki:

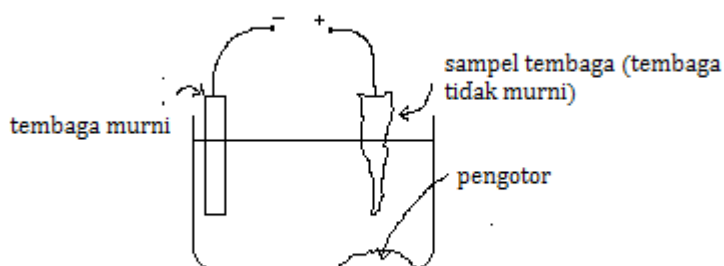


Reaksi total:

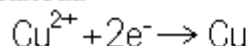


Aplikasi Elektrolisis

Untuk elektrolisis dapat digunakan untuk pemurnian logam dan pelapisan logam. Berikut ini diagram proses pemurnian logam dengan cara elektrolisis:



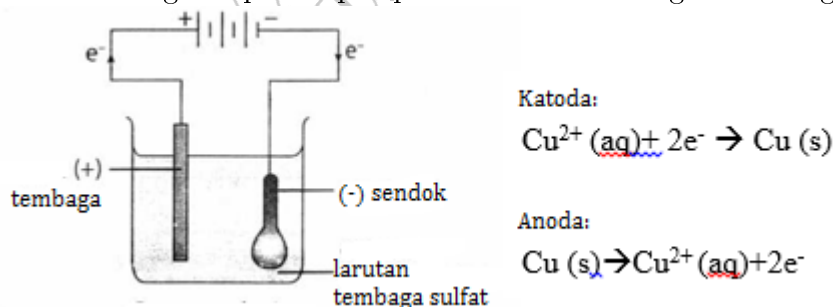
Katoda



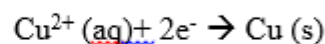
Anoda



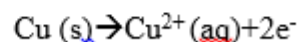
Berikut ini diagram proses pelapisan sendok oleh logam tembaga.



Katoda:



Anoda:



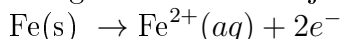
Untuk perhitungan di dalam sel elektrolisis menggunakan hukum Faraday I dan II seperti yang telah dijelaskan sebelumnya.

Korosi dan Pencegahannya

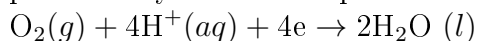
Korosi seringkali kita jumpai disekitar kita seperti karat pada alat-alat perkakas, pagar rumah, noda biru kehijauan pada uang logam yang terbuat dari tembaga dan kuningan. Korosi dalam skala kecil memang kurang berdampak buruk, namun korosi juga dapat terjadi pada tiang-tiang penyangga jembatan, bangunan, kapal dan mobil. Hal ini tentunya akan merugikan bahkan dapat membahayakan, oleh

sebab itu korosi ini harus dicegah dengan metode-metode tertentu.

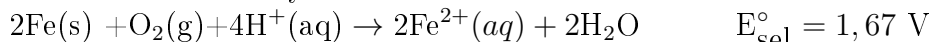
Sejauh ini, contoh korosi yang paling sering ditemui adalah pengkaratan pada besi. Prinsip dasar terbentuknya pada besi adalah oksidasi logam besi menjadi ion-ionnya. Pembentukan karat pada besi ini melibatkan keberadaan oksigen dan air dimana pada suatu wilayah pada permukaan logam bertindak sebagai anoda dan terjadi reaksi oksidasi besi:



elektron yang dilepaskan ini kemudian mereduksi oksigen di udara menjadi air pada katoda yang merupakan wilayah lain dari permukaan besi.

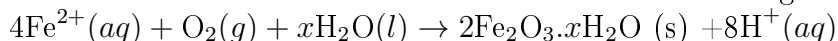


Reaksi keseluruhannya adalah :



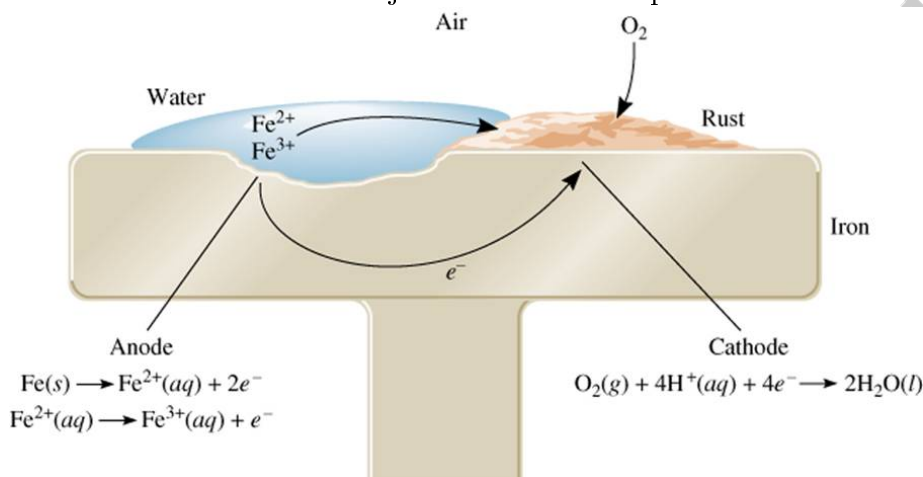
Perhatikan pada persamaan reaksi terdapat asam (H^+); ion H^+ ini berasal dari reaksi karbon dioksida dan air di udara menghasilkan H_2CO_3 .

Ion Fe^{2+} di anoda kemudian dioksidasi kembali oleh oksigen dengan keberadaan sejumlah molekul air :



Besi(III) oksida yang terhidrasi ini yang dikenal dengan karat (berwarna merah kecoklatan)

Gambar dibawah ini menunjukkan mekanisme pembentukan karat.



Pencegahan Korosi

Sejumlah metode telah dirancang untuk melindungi logam dari korosi, diantaranya :

1. Aliasi (aloi logam)

Aliasi logam adalah proses pencegahan korosi logam dengan cara mencampurkan logam dengan logam lain seperti pada stainless steel yang merupakan aloi besi dengan campuran nikel dan kromium.

2. Pengecatan atau pelumuran oli

Pengecatan dan pelumuran oli dapat mencegah korosi karena dapat melindungi (menutup) permukaan logam kontak dengan udara dan air. Namun jika cat tergores, berlubang, penyok atau memperlihatkan sedikit saja bagian logamnya, karat akan segera terbentuk di bawah lapisan cat dan menyebar ke daerah lainya.

3. *Electroplating* (penyepuhan)

Electroplating atau penyepuhan adalah metode yang digunakan untuk mencegah terjadinya korosi pada logam dengan cara elektrolisis dengan menempatkan logam yang akan dilindungi sebagai katoda. Beberapa contoh *electroplating* antara lain *chromium plating*, *zinc plating (galvanising)* dan *tin plating*.

Mekanisme perlindungan:

- (a) logam pelindung melindungi besi dari kontak udara dan air
- (b) logam pelindung memiliki E° lebih negatif dari besi

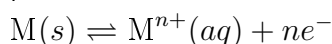
- (c) ketika pelindung tergores atau rusak, kedua logam tersebut membentuk sel elektrokimia, dengan logam pelindung sebagai anoda dan besi sebagai katoda (tidak teroksidasi)
- (d) apabila E° logam pelindung tidak lebih negatif dari besi (seperti *tin plating*) maka lapisan logam pelindung harus selalu di jaga, karena apabila rusak justru akan mempercepat korosi pada besi

4. Pengorbanan anoda

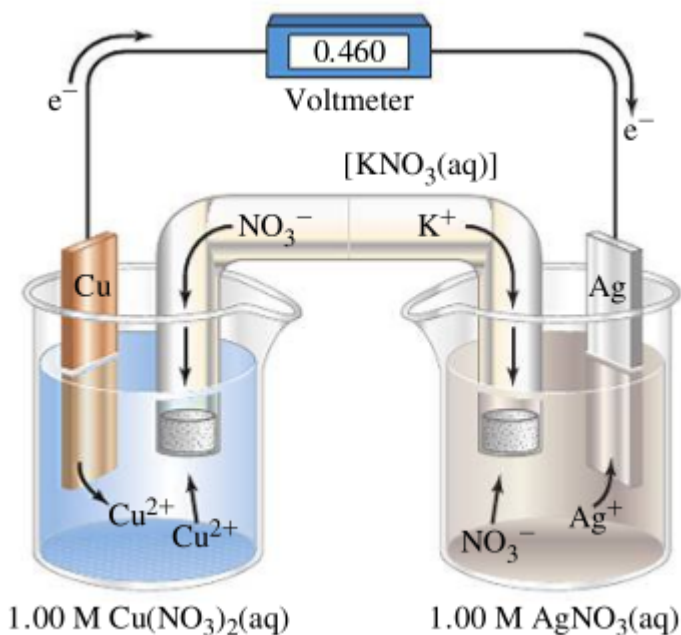
Pengorbanan anoda dilakukan dengan cara melapisi atau menghubungkan besi dengan logam aktif seperti magnesium. Logam aktif akan melindungi besi dan berkarat, sedangkan besi tidak berkarat. Oleh karena itu, logam aktif harus selalu diganti setiap jangka waktu tertentu.

Gaya Gerak Listrik Elektrokimia

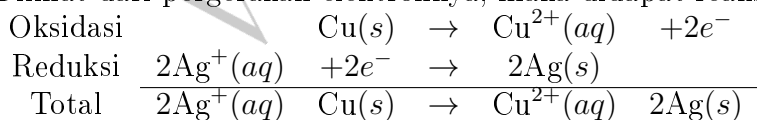
Suatu logam, misalkan M, yang digunakan dalam elektrokimia disebut sebagai **elektroda**, yang apabila dicelupkan di dalam suatu larutan yang mengandung ion M^{n+} (**elektrolit**) disebut setengah sel (*half-cell*). Dua interaksi yang mungkin di antara keduanya akan menghasilkan kesetimbangan berikut :



Berikut ini contoh penyusunan suatu sel elektrokimia dari setengah sel $Cu|Cu^{2+}$ dan $Ag^+|Ag$



Dilihat dari pergerakan elektronnya, maka didapat reaksi berikut :



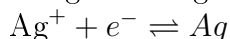
Pembacaan sebesar 0,460 V pada voltmeter menggambarkan voltase sel, yakni beda potensial diantara kedua setengah sel. Kita dapat membayangkan beda potensial atau voltase ini sebagai gaya pendorong elektron, dimana semakin besar beda potensialnya, maka semakin besar aliran elektron. Maka voltase sel ini disebut juga gaya gerak listrik (*electromotive force* atau emf), dan diberi lambang E_{sel} .

Penggunaan setengah sel yang berbeda, atau konsentrasi elektrolit yang berbeda, akan menghasilkan pembacaan E_{sel} yang berbeda pula, sehingga penggunaan prinsip gaya gerak listrik yang digabungkan dengan Persamaan Nernst dapat dilakukan untuk mengetahui konsentrasi suatu elektrolit yang terlibat dalam reaksi elektrokimia. Metode inilah yang disebut sebagai **potensiometri**.

Elektroda Jenis Pertama

Suatu elektroda indikator dimana suatu logam mengalami kontak dengan larutan yang mengandung ion logam yang sama misalkan Ag dalam Ag^+ .

Dengan setengah reaksinya:



Potensial sel nya pun dapat dituliskan sebagai :

$$E = E_{Ag^+,Ag}^\circ - \frac{2,303RT}{nF} \log \frac{1}{a_{Ag^+}} \dots (1)$$

$$= E_{Ag^+,Ag}^\circ + \frac{2,303RT}{F} \log a_{Ag^+}$$

Dimana :

E° = potensial standar sel

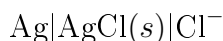
α = aktivitas ion logam

Pada perhitungan ini digunakan aktivitas (a) karena dalam interpretasi pengukuran potensiometri, akan didapatkan error yang cukup besar saat digunakan nilai konsentrasi.

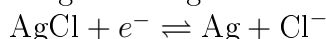
Karena beberapa alasan, antara lain lambatnya proses transfer elektron, pembentukan oksida pada permukaan logam serta reaksi-reaksi pengganggu lain yang dapat timbul, elektroda jenis ini hanya dapat disusun dari Ag, Bi, Cd, Cu, Hg, Pb, Sn, Tl, Zn. Dengan catatan bahwa Zn tidak dapat digunakan dalam larutan asam karena ia mudah dioksidasi membentuk Zn^{2+} .

Elektroda Jenis Kedua

Notasi umum untuk elektroda jenis kedua adalah $M|MX|X^{n-}$ dimana MX adalah suatu garam yang sedikit larut. Salah satu contohnya adalah elektroda perak-perak klorida berikut :



dengan setengah reaksi yang terjadi :

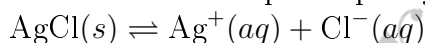


dan potensialnya sebesar

$$E = E_{AgCl,Ag}^\circ - \frac{2,303RT}{F} \log a_{Cl^-} \dots (2)$$

Elektroda ini kemudian dapat digunakan untuk mengukur aktivitas ion klorida di dalam suatu larutan.

Salah satu contoh penerapannya adalah dalam perhitungan K_{sp} AgCl, dengan reaksi pelarutan :



dengan nilai K_{sp} :

$$K_{sp} = a_{Ag^+} \times a_{Cl^-}$$

$$a_{Cl^-} = \frac{K_{sp}}{a_{Ag^+}}$$

kemudian kita substitusikan nilai tersebut ke dalam persamaan (2) dan didapat

$$E = E_{AgCl,Ag}^\circ - \frac{2,303RT}{F} \log \frac{K_{sp}}{a_{Ag^+}}$$

$$E = E_{AgCl,Ag}^\circ - \frac{2,303RT}{F} \log K_{sp} - \frac{2,303RT}{F} \log \frac{1}{a_{Ag^+}}$$

kita masukkan nilai E dari persamaan (1)

$$E_{Ag^+,Ag}^\circ - \frac{2,303RT}{F} \log \frac{1}{a_{Ag^+}} = E_{AgCl,Ag}^\circ - \frac{2,303RT}{F} \log K_{sp} - \frac{2,303RT}{F} \log \frac{1}{a_{Ag^+}}$$

$$E_{Ag^+,Ag}^\circ = E_{AgCl,Ag}^\circ - \frac{2,303RT}{F} \log K_{sp}$$

Contoh lain dari elektroda jenis ini adalah **elektroda kalomel** , $Hg|Hg_2Cl_2(s)|Cl^-$ yang sering digunakan sebagai elektroda referensi (*reference electrode*).

Part III

Contoh Soal dan Pembahasan

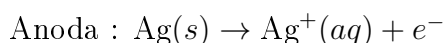
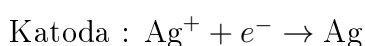
1. Sebutkan langkah-langkah yang diperlukan untuk menyepuh suatu sendok dengan perak dan tuliskan reaksi yang terjadi!

Jawaban

Langkah-langkah yang dilakukan :

- Menyusun sel elektrolisis dengan elektrolit yang mengandung ion perak, contoh AgNO_3
- Menempatkan sendok di katoda dan perak murni di anoda
- Memberikan arus listrik ke dalam sel

Reaksi yang terjadi :



2. Logam manakah yang paling tepat digunakan untuk pengorbanan anoda? Timbal, Antimoni, Platina, Emas, Zink?

Jawaban

Logam yang digunakan untuk pengorbanan anoda harus lebih reaktif dari besi, maka Zink (Zn) adalah yang paling cocok diantara pilihan yang ada.