

MODUL PLPG KIMIA

REDOKS DAN ELEKTROKIMIA

Penulis:

Dr. Suyanta

**KONSORSIUM SERTIFIKASI GURU
2013**

A. Kompetensi dasar :

Peserta dapat memahami konsep reaksi redoks dan penerapannya dalam sistem elektrokimia

B. Indikator keberhasilan :

1. Peserta dapat menjelaskan konsep reaksi redoks
2. Peserta dapat menyebutkan contoh-contoh reaksi redoks dan cara penyetaraannya
3. Peserta dapat menjelaskan penggunaan reaksi redoks untuk sistem elektrokimia
4. Peserta dapat mengetahui berbagai penerapan sistem elektrokimia

C. Urutan Materi :

1. Reaksi redoks

a. Pengertian Reaksi Redoks

Reaksi redoks adalah reaksi yang terjadi perubahan bilangan oksidasi. Konsep tentang bilangan oksidasi, telah dibahas dalam topik sebelumnya. Reaksi redoks mencakup reaksi reduksi dan oksidasi. **Reaksi reduksi** adalah reaksi yang terjadi penurunan bilangan oksidasi melalui penangkapan elektron, contohnya :



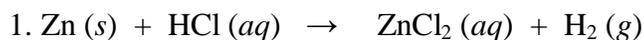
Sedangkan reaksi oksidasi adalah reaksi yang terjadi peningkatan bilangan oksidasi melalui pelepasan elektron, contohnya :



Dalam reaksi redoks, reaksi reduksi dan oksidasi terjadi secara simultan, maka reaksi diatas menjadi :



Contoh-contoh reaksi redoks yang lain :



Reaksi **autoreduksi**, atau istilah lainnya reaksi disproportionasi adalah reaksi dimana suatu zat dapat mengalami reaksi reduksi dan oksidasi. Contoh :



b. Penyetaraan Reaksi Redoks

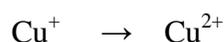
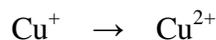
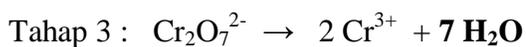
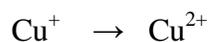
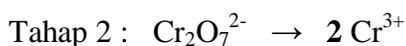
Penyetaraan reaksi redoks dapat dilakukan dengan dua cara, yaitu **cara setengah reaksi** dan **cara perubahan bilangan oksidasi (biloks)**. Cara penyetaraan reaksi redoks dengan sistem setengah reaksi dilakukan dengan tahapan-tahapan sebagai berikut :

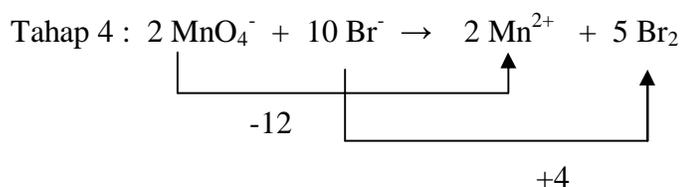
- (1) menuliskan masing-masing persamaan setengah reaksi reduksi dan reaksi oksidasi
- (2) menyetarakan unsur-unsur yang mengalami reaksi redoks
- (3) menambahkan (1) molekul H₂O :
 - pada yang kekurangan (1) atom O, jika reaksi berlangsung dalam suasana asam
 - pada yang kelebihan (1) atom O, jika reaksi berlangsung dalam suasana basa
- (4) menyetarakan atom hidrogen dengan ion H⁺ jika suasana asam atau dengan ion OH⁻ jika suasana basa
- (5) menyetarakan muatan dengan menambahkan elektron di sebelah kanan atau kiri persamaan reaksi
- (6) menjumlahkan kedua persamaan setengah reaksi dengan menyamakan elektronnya

Contoh 1:



Langkah-langkah penyetaraan reaksi:



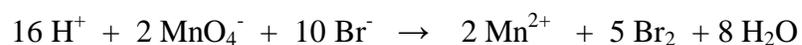


Tahap 5 : di sebelah kiri lebih bermuatan negatif (-1) maka ditambahkan ion H^+ sebanyak 16 buah, supaya muatannya sama dengan disebelah kanan +4.

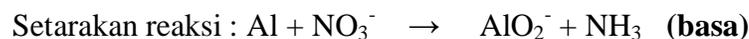


Periksa jumlah atom di ruas kiri dan kanan, jika sudah setara berarti reaksinya betul.

Karena jumlah atom di sebelah kiri dan kanan sudah sama, serta muatannya juga sama maka persamaan akhirnya adalah:



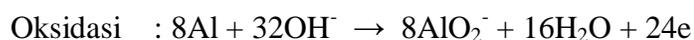
Contoh 3:



Jawab :



Reaksi oksidasi dikalikan 8, dan reaksi reduksi dikalikan 3.



Lembar Kerja Percobaan : Reaksi Redoks**A. Tujuan :**

Siswa dapat mengetahui ciri reaksi redoks yang berlangsung spontan

B. Alat dan Bahan

- | | |
|----------------------------------|----------------------------------|
| 1. Tabung reaksi dan rak tabung | 5. Larutan ZnSO ₄ 1 M |
| 2. Pipet tetes | 6. Larutan HCl 1 M |
| 3. Amplas | 7. Lempeng logam Zn |
| 4. Larutan CuSO ₄ 1 M | 8. Lempeng logam Cu |

C. Langkah kerja :

- Amplaslah lempeng logam Zn dan Cu hingga bersih, kemudian potong dengan ukuran 0,5 cm x 3 cm masing-masing 2 potong
- Ambillah 4 buah tabung reaksi yang bersih dan beri nomor 1 sampai 4
- Isilah ke 4 tabung reaksi :
- Tabung 1 dengan larutan CuSO₄ 5 mL
- Tabung 2 dengan larutan ZnSO₄ 5 mL
- Tabung 3 dan 4 dengan larutan HCl masing-masing 5 mL
- Masukkan logam Zn ke dalam tabung 1 dan 3 dan logam Cu ke dalam tabung 2 dan 4. Amati perubahan apakah yang terjadi pada ke 4 tabung reaksi tersebut.

D. Hasil Pengamatan

	Tabung reaksi 1	Tabung reaksi 2	Tabung reaksi 3	Tabung reaksi 4
Larutan yang diisikan	CuSO ₄	ZnSO ₄	HCl	HCl
Warna larutan
Logam yang dichelupkan	Zn	Cu	Zn	Cu
Perubahan yang terjadi

E. Hasil Pembahasan

1. Pada tabung reaksi manakah terjadi reaksi redoks spontan ?
2. Jelaskan apakah cirri-ciri reaksi redoks spontan
3. Tuliskan persamaan reaksi yang berlangsung spontan

F. Simpulan

Tuliskan simpulan berdasarkan pengamatan yang telah kamu lakukan bersama teman kelompokmu !

2. Sel Elektrokimia**a. Reaksi Redoks pada Elektode**

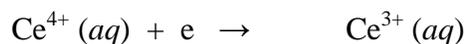
Reaksi-reaksi elektode melibatkan transfer muatan dari elektode ke spesies yang terlarut atau sebaliknya. Reaksi-reaksi yang melibatkan transfer muatan dari satu spesies ke yang lain sering disebut reaksi redoks. Nama redoks terdiri dari **RED**uksi dan **OKS**idasi.

Reaksi oksidasi adalah suatu reaksi dimana suatu spesies melepaskan elektron (muatan negatif). Sebagai contoh ion besi(II) dapat melepaskan satu buah elektron menjadi ion besi(III), sesuai reaksi berikut:



Dalam hal ini ion besi(II) dioksidasi.

Reaksi reduksi adalah suatu reaksi dimana suatu spesies menangkap elektron (muatan negatif). Proses ini merupakan kebalikan dari proses pada reaksi oksidasi. Sebagai contoh ion cerium(IV) dapat direduksi menjadi cerium(III), sesuai persamaan reaksi berikut:



Seri reaksi oksidasi dan reduksi dapat digabung dalam sistem reaksi berikut:



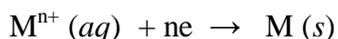
Reaksi tersebut merupakan persamaan umum untuk semua reaksi pada elektode. Dalam praktek reaksi oksidasi tidak pernah terjadi tanpa adanya reaksi reduksi dan sebaliknya. Jadi reaksi di atas jika digabung akan menjadi satu sistem reaksi redoks

dimana akan terjadi transfer elektron dari ion besi(II) ke ion cerium(IV). Adanya transfer elektron inilah yang menjadi dasar dalam sistem elektrokimia.

Elektode merupakan bagian penting dalam elektrokimia. Elektode ada dua, yaitu elektode negatif yang disebut **katode** dan elektode positif disebut **anode**. Namun penetapan muatan anode dan katode sangat tergantung dari jenis sistem sel, yaitu sel potensial atau sel elektrolisis. Di katode inilah terjadi reaksi reduksi, sedangkan reaksi oksidasi terjadi di anode.

b. Potensial Elektode

Telah diungkapkan bahwa perbedaan potensial telah secara mantap terjadi antara elektode dengan larutannya. Kemudian kita akan melihat lebih jauh untuk sistem ini, terutama untuk mengetahui seberapa besar potensial yang terjadi (kuantitatif) dan arah dari potensialnya. Perbedaan potensial antara elektode dan larutan pada sistem setengah sel seringkali disebut sebagai potensial elektode dan untuk membandingkan nilai untuk semua potensial elektode suatu sistem sel dipakai dengan menggunakan proses reaksi reduksi dari logamnya, M dan ionnya M^{n+} , jika dituliskan reaksi umumnya adalah:



Potensial elektode selalu berdasarkan nilai pada potensial reduksi. Pada sel Galvani, setengah sel mengalami proses reaksi reduksi dan setengah sel yang lain mengalami proses oksidasi. Dari perjanjian penulisan sel, bahwa proses oksidasi terjadi pada elektode sebelah kiri, yang melepaskan elektron ke luar sirkuit. Sedangkan proses reduksi terjadi di elektode sebelah kanan.

Perhitungan potensial sel adalah sama caranya menghitung potensial dua baterai yang dipasang seri. Apabila setengah sel di sebelah kiri untuk reaksi oksidasi, nilai potensial elektodenya harus digunakan untuk mengurangi nilai potensial setengah sel di sebelah kanan. Nilai emf sel dinyatakan sebagai berikut:

$$E (\text{sel}) = E (\text{kanan}) - E (\text{kiri})$$

Dimana $E (\text{sel})$ adalah emf sel galvani, $E (\text{kanan})$ dan $E (\text{kiri})$ adalah potensial elektode setengah sel di sebelah kanan dan kiri. Perlu diingat bahwa tanda negatif

untuk menggambarkan bahwa reaksi elektode terjadi untuk reaksi kebalikannya.

Untuk sel Daniel, emf sel dinyatakan sebagai:

$$E(\text{sel}) = E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$$

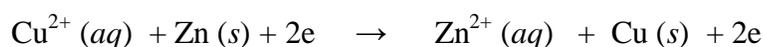
Dengan cara ini penulisan persamaan kimia untuk reaksi redoks yang terjadi pada sel harus selalu konsisten sesuai dengan perjanjian. Jika reaksi oksidasi terjadi pada elektode di sebelah kiri, persamaan ditulis sedemikian elektron dilepaskan. Untuk sel Daniel, reaksi pada setengah sel adalah:



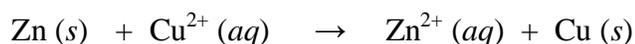
Sebaliknya, setengah sel di sebelah kanan reaksinya ditulis sebagai reaksi reduksi dan untuk sel Daniel reaksinya adalah:



Penjumlahan kedua reaksi tersebut akan dihasilkan persamaan reaksi:



Jika elektronnya dihilangkan maka persamaannya menjadi:

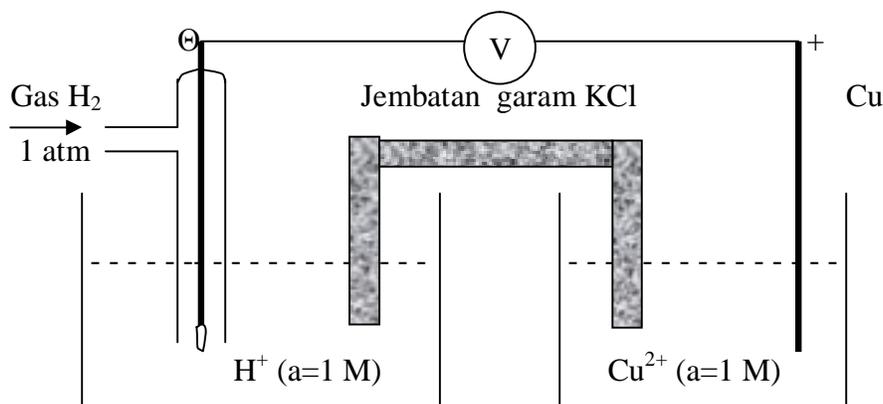


c. Potensial Elektode Standar

Dalam pengukuran potensial suatu sel elektrokimia, maka sejumlah kondisi harus dipenuhi yaitu:

- semua pengukuran dilakukan pada temperatur 298 K
- keberadaan analit dalam kapasitas sebagai aktivitas (misalnya 1 mol/L)
- semua pengukuran potensial sel dibandingkan dengan potensial standar sel dengan menggunakan elektode standar hidrogen.

Potensial elektode diukur dengan memperhatikan potensial elektode standar, yang dilambangkan E° . Cara yang cukup baik untuk menentukan potensial standar suatu sel adalah dengan membandingkan dengan elektode standar hidrogen. Pada kesempatan ini hanya akan disinggung secara singkat bagaimana cara memperoleh nilai potensial standar. Pada gambar berikut akan diukur potensial setengah sel dari elektode tembaga dalam larutan tembaga(II). Untuk itu akan dibandingkan dengan elektode hidrogen, yang gambar selengkapnya dapat dilihat pada Gambar 4.1.

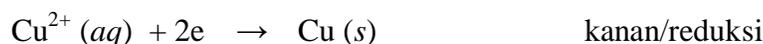
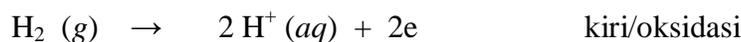


Gambar 4.1. Cara pengukuran potensial standar

Potensial elektode standar diukur berdasarkan reaksi reduksinya. Untuk mengukur nilai potensial reduksi ion tembaga(II) menjadi tembaga, dengan cara membandingkan dengan elektode hidrogen standar, yang disingkat EHS (Gambar 4.1). Elektode hidrogen standar ditempatkan di sebelah kiri dan elektode tembaga di sebelah kanan sel elektrokimia. Sistem sel elektrokimia tersebut jika dituliskan notasi selnya adalah sebagai berikut:



Persamaan setengah selnya adalah:



Kombinasi dua persamaan tersebut menjadi reaksi total sebagai berikut:



Besarnya emf sel dituliskan sebagai:

$$E (\text{sel}) = E (\text{kanan}) - E (\text{kiri})$$

Atau untuk kondisi/keadaan standar besarnya E sell:

$$E^{\circ} (\text{sel}) = E^{\circ} (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^{\circ} (\text{ehs})$$

Telah dibuat perjanjian bahwa nilai potensial elektode standar untuk elektode standar hidrogen adalah nol, maka pada sistem pengukuran di atas emf yang terukur merupakan nilai potensial reduksi standar elektode tembaga untuk proses reaksi reduksi tembaga(II) menjadi tembaga. Atau secara matematis:

$$E^{\circ} (\text{ehs}) = 0 \text{ volt, maka}$$

$$E^{\circ}(\text{sel}) = E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$$

Pada pengukuran pada keadaan standar didapatkan nilai potensial standar reaksi tersebut 0,34 Volt.

Pengukuran nilai potensial elektode standar suatu sistem reaksi reduksi yang lain menggunakan cara yang sama seperti contoh diatas. Dengan cara tersebut diperoleh nilai potensial reduksi standar dari berbagai reaksi yang selengkapnya dapat dilihat pada tabel 4.1.

Tabel 4.1. Nilai Potensial Reduksi Standar (E°) zat

Elektode	Reaksi Elektode	E° (volt)
Pt F ₂ F ⁻	F ₂ + 2e ⇌ 2 F ⁻	+2,870
Pt H ₂ O ₂ H ⁺	H ₂ O ₂ + 2 H ⁺ + 2e ⇌ 2 H ₂ O	+1,770
Pt MnO ₄ ⁻ , Mn ²⁺	MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺ + 5e ⇌ Mn ²⁺ + 4 H ₂ O	+1,510
Pt Cl ₂ Cl ⁻	Cl ₂ + 2e ⇌ 2 Cl ⁻	+1,360
Pt Tl ³⁺ , Tl ⁺	Tl ³⁺ + 2e ⇌ Tl ⁺	+1,250
Pt Br ₂ Br ⁻	Br ₂ + 2e ⇌ 2 Br ⁻	+1,065
Ag ⁺ Ag	Ag ⁺ + e ⇌ Ag	+0,799
Pt Fe ³⁺ , Fe ²⁺	Fe ³⁺ + e ⇌ Fe ²⁺	+0,771
Pt O ₂ H ₂ O ₂	O ₂ + 2 H ⁺ + 2e ⇌ H ₂ O ₂	+0,682
Pt I ₂ I ⁻	I ₂ + 2e ⇌ 2 I ⁻	+0,536
Cu ²⁺ Cu	Cu ²⁺ + 2e ⇌ Cu	+0,337
Pt Hg ₂ Cl ₂ Hg Cl ⁻	Hg ₂ Cl ₂ + 2e Hg Cl ⁻ ⇌ 2Hg + 2 Cl ⁻	+0,268
AgCl Ag Cl ⁻	AgCl + e ⇌ Ag + Cl ⁻	+0,223
Pt Cu ²⁺ , Cu ⁺	Cu ²⁺ + e ⇌ Cu ⁺	+0,153
CuCl ₂ Cu Cl ⁻	CuCl ₂ + e ⇌ Cu + Cl ⁻	+0,137
AgBr Ag Br ⁻	AgBr + e ⇌ Ag + Br ⁻	+0,071

Pt H ⁺ H ₂	2 H ⁺ + 2e ⇌ H ₂	0,000
Pb ²⁺ Pb	Pb ²⁺ + 2e ⇌ Pb	-0,126
AgI Ag I ⁻	AgI + e ⇌ Ag + I ⁻	-0,152
CuI Cu I ⁻	CuI + e ⇌ Cu + I ⁻	-0,185
PbSO ₄ Pb SO ₄ ²⁻	PbSO ₄ + 2e ⇌ Pb + SO ₄ ²⁻	-0,359
Pt Ti ³⁺ , Ti ²⁺	Ti ³⁺ + e ⇌ Ti ²⁺	-0,369
Cd ²⁺ Cd	Cd ²⁺ + 2e ⇌ Cd	-0,403
Fe ²⁺ Fe	Fe ²⁺ + 2e ⇌ Fe	-0,440
Cr ³⁺ Cr	Cr ³⁺ + 2e ⇌ Cr	-0,744
Zn ²⁺ Zn	Zn ²⁺ + 2e ⇌ Zn	-0,763
Mn ²⁺ Mn	Mn ²⁺ + 2e ⇌ Mn	-1,180
Al ³⁺ Al	Al ³⁺ + 3e ⇌ Al	-1,662
Mg ²⁺ Mg	Mg ²⁺ + 2e ⇌ Mg	-2,363
Na ⁺ Na	Na ⁺ + e ⇌ Na	-2,714
Ca ²⁺ Ca	Ca ²⁺ + 2e ⇌ Ca	-2,866
Ba ²⁺ Ba	Ba ²⁺ + 2e ⇌ Ba	-2,906
K ⁺ K	K ⁺ + e ⇌ K	-2,925
Li ⁺ Li	Li ⁺ + e ⇌ Li	-3,045

Nilai-nilai potensial reduksi standar pada Tabel 4.1 di atas dapat digunakan untuk menghitung nilai potensial sel.

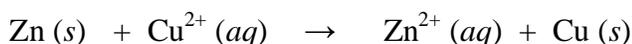
Contoh 4: Hitunglah besarnya emf sel Daniel yang dituliskan sebagai berikut:



Penyelesaian:

$$\begin{aligned}
 E(\text{sel}) &= E(\text{kanan}) - E(\text{kiri}) \\
 &= E^{\circ}(\text{Cu}) - E^{\circ}(\text{Zn}) \\
 &= 0,337 - (-0,7628) \\
 &= 1,100 \text{ volt}
 \end{aligned}$$

Nilai emf yang dihitung tersebut untuk suatu proses reaksi sel dengan persamaan reaksi sebagai berikut:



Nilai ini akan sangat berbeda untuk jenis sel Daniel dengan arah reaksi yang berbeda, seperti pada contoh berikut.

Contoh 5: Hitunglah besarnya emf sel Daniel yang dituliskan sebagai berikut:



Penyelesaian:

Pada sel tersebut pada sebelah kiri elektode terjadi reaksi:



Sebaliknya, di sebelah kanan reaksinya adalah:



Reaksi keseluruhan sesuai persamaan reaksi:



Besarnya $E(\text{sel})$ dihitung dengan cara sebagai berikut:

$$\begin{aligned}
 E(\text{sel}) &= E(\text{kanan}) - E(\text{kiri}) \\
 &= E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) - E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) \\
 &= -0,7628 - (0,337) \\
 &= -1,100 \text{ volt}
 \end{aligned}$$

Dari hasil contoh nomor 5, dapat dilihat dengan jelas bahwa besarnya emf untuk sel yang reaksinya merupakan kebalikan sel elektrokimia yang lain maka emf adalah sama hanya dengan nilai yang berlawanan tanda (negatif/positif).

Tanda pada nilai emf sel merupakan nilai yang sangat penting untuk mendeteksi proses reaksi yang terjadi. Berdasarkan eksperimen dan dari contoh nomor 5

tersebut reaksi dapat diketahui bahwa tembaga tidak bereaksi secara spontan dengan ion zink, ternyata nilai E selnya negatif. Sedangkan untuk reaksi zink dengan tembaga(II) yang bereaksi secara spontan ternyata nilai E selnya positif. Dengan demikian nilai E sel dapat dipakai sebagai besaran untuk proses reaksi yang terjadi. Hal ini dapat dimengerti, sesuai dengan hubungan dari persamaan Gibbs pada termodinamika energi bebas Gibbs. Dari persamaan Gibbs:

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

Dari persamaan tersebut, jika E° positif maka ΔG° negatif, sehingga reaksi berjalan spontan.

3. Jenis-jenis Sel Elektrokimia

a. Sel Galvani/Sel Volta/Sel Bahan Bakar

Proses dalam elektode yaitu reaksi redoks yang terjadi pada antarmuka (*interface*) suatu logam atau padatan penghantar lain (elektode) dengan larutan. Elektodenya itu sendiri mungkin atau mungkin juga tidak terlibat secara langsung dalam reaksi redoks tersebut. Sebagai contoh bila logam tembaga dicelupkan dalam larutan ion tembaga(II), maka akan ada dua kemungkinan proses yang terjadi. Pertama, tembaga mungkin teroksidasi dan terlarut dalam larutan sebagai ion tembaga(II).



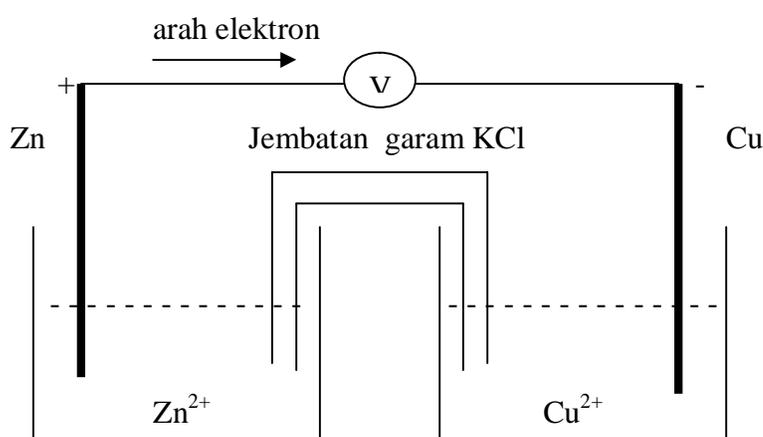
Alternatif lain adalah ion tembaga(II) mungkin direduksi dan tertempelkan pada elektode sebagai logam tembaga.



Pada masing-masing dari kedua proses tersebut, elektode terlibat secara kimia dalam reaksi redoks. Perubahan total elektron diakomodasi oleh elektode dengan ikatan logam. Jika terjadi reaksi oksidasi, muatan positif dari ion tembaga dalam larutan terjadi akibat lepasnya elektron dan terdelokal menuju lattice logam. Dengan cara ini larutan menjadi bermuatan positif dibandingkan pada elektode. Pada proses sebaliknya, ion tembaga(II) dalam larutan akan menangkap elektron dari

elektode sebelum terbentuk deposit pada permukaannya. Elektode menjadi kekurangan elektron dan akan menjadi bermuatan positif dibandingkan larutannya.

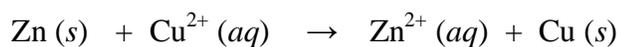
Sel Daniel terdiri atas elektode tembaga yang dicelupkan ke dalam larutan ion tembaga(II) dan sebuah elektode zink yang dicelupkan ke dalam larutan ion zink(II). Hubungan listrik diantara kedua larutan dihantarkan dengan tabung yang mengandung larutan garam KCl (jembatan garam). Elektode tembaga dan zink kemudian dihubungkan dengan sirkuit yang mengandung voltmeter impedansi tinggi atau alat pengukur potensial yang lain.



Gambar 4.2. Diagram Sel Daniel

Sel Daniel, terdiri atas dua bagian setengah sel, yang mana setiap setengah sel merupakan kombinasi antara elektode dan larutannya. Setengah sel yang satu yang terdiri atas Cu^{2+}/Cu , cenderung mengalami reaksi reduksi dan setengah sel lain terjadi reaksi yang berlawanan yaitu reaksi oksidasi.

Voltmeter akan mengukur beda potensial diantara dua buah elektode yang masing masing dianggap seperti dua buah baterai yang dipasang seri. Pada masing-masing elektode (setengah sel) yang terjadi reaksi reduksi dan oksidasi. Apabila kedua proses tersebut digabung menjadi reaksi redoks sebagai berikut:



Ketika sel digunakan/dihubungkan elektode zink akan terlarut, sedangkan elektode tembaga akan bertambah dengan adanya endapan tembaga.

Konsep tentang gabungan dua buah setengah sel yang berbeda untuk menghasilkan listrik dapat dikembangkan dalam berbagai sistem baru. Nama umum dari sel jenis ini adalah sel Galvani dan untuk memudahkan penulisannya dibuatlah notasi sel atau tata nama sel. Cara ini menjadi sangat sederhana untuk menggambarkan sebuah sel. Untuk jelasnya dapat dilihat pada contoh dari sel Daniel, yang dengan metode penamaan/penulisan notasi sel yang dibuat IUPAC, maka sel tersebut dituliskan sebagai berikut:



Notasi ini diawali dengan elektode di sebelah kiri dan menuju ke kanan melalui larutannya menuju elektode di sebelah kanan. Tanda bar tunggal vertikal menunjukkan daerah phase boundari (*interphase*) dan tanda bar ganda vertikal sebagai jembatan garam. Perjanjian penulisan tersebut dapat dikembangkan untuk mengetahui adanya aktivitas dari masing-masing ion. Sehingga notasi sel sering dituliskan lebih lengkap sebagai berikut:



Besarnya E (sel) dihitung dengan cara seperti pada halaman 11. Sedangkan besarnya potensial akhir sebenarnya tergantung dari beberapa variabel, seperti konsentrasi spesi ion dan temperatur. Hubungan selengkapnya telah dinyatakan dengan persamaan Nernst berikut ini.

$$E_{\text{sel}} = E_{\text{sel}}^{\circ} - \frac{RT}{nF} \times \ln \frac{a(\text{bentuk tereduksi})}{a(\text{bentuk teroksidasi})}$$

Dengan R = tetapan gas, T = temperatur, n = muatan ion, F = bilangan Faraday dan a = aktivitas ion spesi zat.

Untuk setengah sel Cu^{2+}/Cu besarnya potensial dirumuskan:

$$E_{\text{sel}} = [E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) + E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})] - 2,303 \frac{RT}{2F} \times \log \frac{a(\text{Zn}^{2+})}{a(\text{Cu}^{2+})}$$

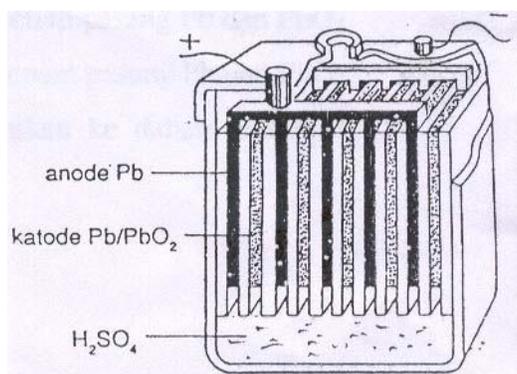
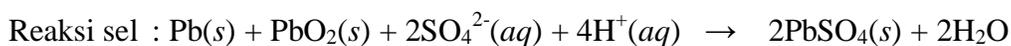
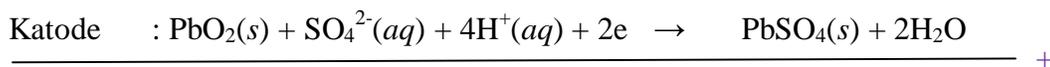
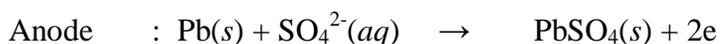
b. Beberapa Sel Volta Komersial

Aplikasi sel volta dapat ditemukan dalam baterai dan aki. Bila kita perhatikan kegiatan manusia sekarang tidak akan terlepas dari hasil penemuan dan

pengembangan sel volta. Peralatan elektronik dari senter, radio, kalkulator, telepon genggam, kamera, sepeda motor, mobil semua membutuhkan energi arus listrik searah sebagai sumber energi utama maupun sebagai sumber energi penyalaan awal (starter).

1. Sel Aki

Sel aki tersusun dari anode timbel (Pb) dan katode PbO₂. Setiap pasang Pb dan PbO₂ menghasilkan tegangan 2 volt. Jadi, suatu aki 12 volt mengandung enam pasang Pb dan PbO₂ yang tersusun secara seri. Keping-keping Pb dan PbO₂ dibenamkan ke dalam elektrolit H₂SO₄ 30%.



Gambar 4.3 : Skema Sel Aki

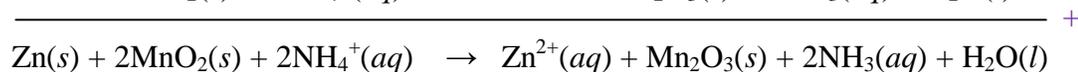
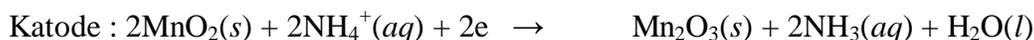
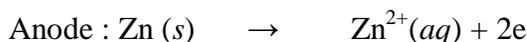
Dengan bantuan arus listrik, reaksi di atas dapat dikembalikan ke kiri. PbSO₄ diuraikan lagi menjadi Pb dan PbO₂. Jadi sel aki yang sudah *habis* dapat kita isi (*charged*) kembali, sehingga baru seperti semula.

2. Baterai Kering atau Sel Leclanche

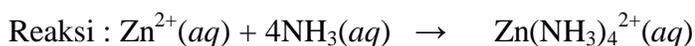
Baterai kering ini pertama ditemukan oleh Leclanche yang mendapatkan hak patent atas penemuan itu pada tahun 1866. Sel Laclanche ini terdiri atas suatu silinder yang terbuat dari logam zink yang berisi pasta yang terbuat dari campuran batu kawi (MnO₂), salmaiak (NH₄Cl), serbuk karbon dan sedikit air. Logam zink berfungsi

sebagai anode sedangkan katode berupa grafit yang merupakan elektode inert, yang ditempatkan di tengah-tengah pasta, sedangkan pasta itu sendiri berfungsi sebagai oksidator.

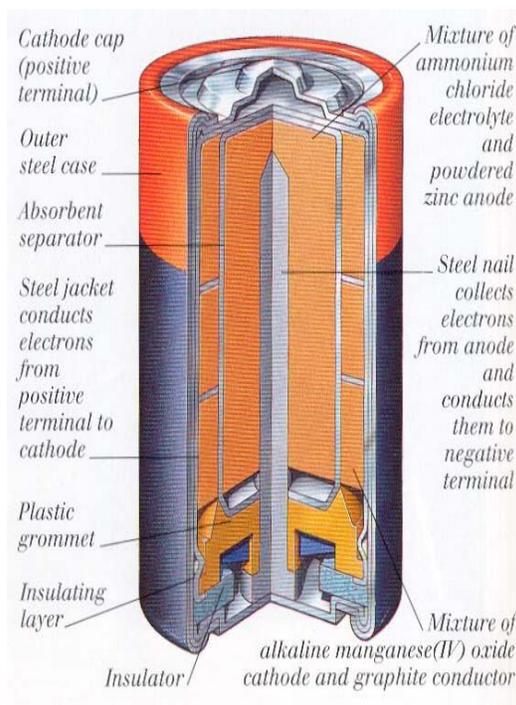
Reaksi-reaksi yang terjadi dalam sel Laclanche sebenarnya sangat rumit, tetapi pada garis besarnya sebagai berikut :



Ion Zn^{2+} yang terbentuk mengikat NH_3 membentuk ion kompleks $\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$



Potensial satu sel kering ini = 1,5 Volt, sel ini banyak dipakai karena dapat dibuat pada berbagai ukuran dan bentuk baik kotak atau silinder, di pasaran biasanya dalam bentuk silinder dibuat dalam 3 ukuran dengan potensial sama sebesar 1,5 volt. Sedangkan yang berbentuk kotak dibuat dengan beberapa ukuran dengan potensial bervariasi dari 6 Volt sampai 12 volt, dalam baterai berbentuk kotak tersebut berisi beberapa sel yang tersusun secara seri.



Gambar 4.4 : Skema Sel Baterai

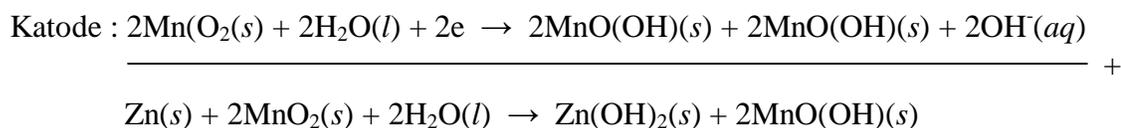
Sel ini mempunyai beberapa kelemahan antara lain tidak dapat diisi ulang, energi yang dihasilkan relatif kecil dan tidak dapat disimpan terlalu lama sebab pasta elektrolitnya dapat saling bereaksi walaupun sel ini tidak digunakan.

3. Baterai Alkalin

Baterai alkalin juga merupakan elemen kering, baterai ini memiliki beberapa keunggulan dibanding dengan baterai biasa (sel Laclanche), baterai ini mampu menyediakan arus listrik yang lebih stabil dalam waktu yang lebih lama, dengan potensial yang tetap walaupun bahan pereaksinya telah berkurang. Baterai ini sangat cocok digunakan untuk peralatan elektronik yang memerlukan kestabilan arus dan tegangan, misalnya untuk *walkman* sistem digital, lampu kilat pada kamera, ataupun peralatan yang lainnya.

Pada sel alkalin ini digunakan zink sebagai anode dan MnO_2 sebagai katode, elektrolit yang digunakan adalah KOH dalam bentuk pasta, karena elektrolitnya berupa basa (alkalin) maka sel ini disebut sebagai baterai alkalin. Sel ini dapat menyediakan arus dan potensial yang lebih stabil serta lebih lama sebab reaksi yang terjadi pada katode dihasilkan ion OH^- dan ion ini diperlukan sebagai pereaksi pada anode sehingga penyediaan pereaksi relatif lebih cepat dengan demikian reaksinya berjalan dalam kecepatan yang relatif stabil sampai bahan pereaksi mendekati habis. Adapun reaksi yang terjadi sebagai berikut :

Reaksi :

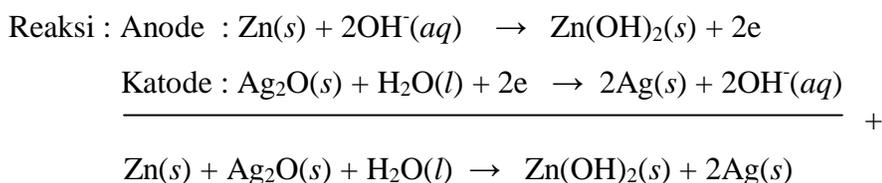


Seperti hal sel Laclanche sel alkalin ini menghasilkan potensial sebesar 1,5 volt.

4. Baterai Perak Oksida

Baterai perak oksidasi ini biasanya dikemas dalam kemasan logam yang sangat kecil, karena penggunaan baterai ini untuk peralatan elektronik portabel dan kecil seperti jam tangan quartz, kalkulator, pager, dan lainnya. Masa pakai baterai ini sangat lama dapat mencapai 1 tahun, hal ini disebabkan selain karena penyediaan bahan pereaksi dalam baterai yang cukup, juga efisiensi peralatan yang tinggi dalam penggunaan arus listrik. Baterai ini terdiri atas anode Zn dan Ag_2O sebagai katode,

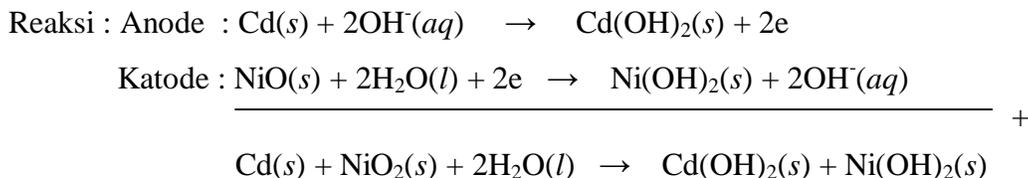
dengan elektrolit KOH berbentuk pasta, dimana antara ruang katode dan anode dipisahkan dengan separator. Reaksi yang berlangsung dalam sel ini adalah :



Potensial sel ini adalah 1,5 volt.

5. Baterai Nikel-Cadmium

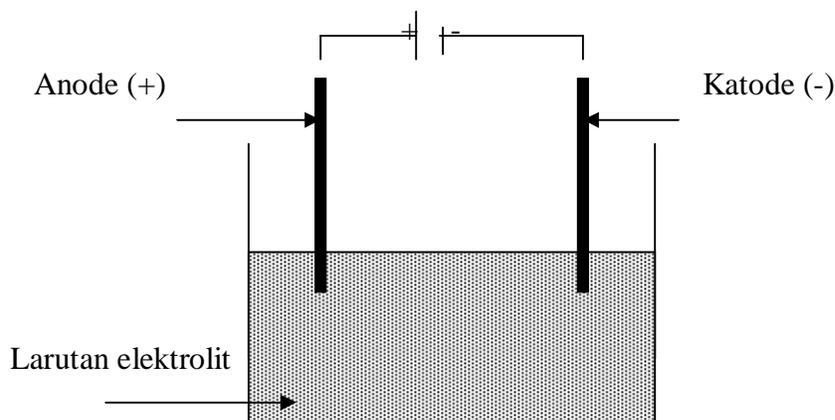
Baterai nikel-cadmium adalah baterai kering yang dapat diisi kembali, baterai ini terdiri atas anode logam kadmium dan sebagai katode nikel oksida (NiO_2) dan ion OH^- merupakan elektrolit berupa pasta. Baterai ini sama halnya dengan aki termasuk sel sekunder atau dapat diisi kembali karena hasil-hasil reaksinya, berupa zat padat yang menempel pada masing-masing elektodenya, reaksi pemakaian/pengosongan yang terjadi adalah sebagai berikut :



Karena hasil-hasil reaksi menempel pada masing-masing elektodenya, maka dengan memberikan aliran listrik searah dan dengan arah aliran elektronnya dibalik baterai tersebut dapat diubah menjadi seperti semula (sebelum digunakan sebagai sumber listrik) dengan kata lain dapat diisi ulang.

b. Sel elektrolisis

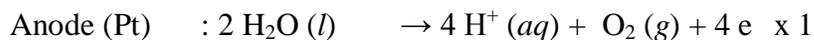
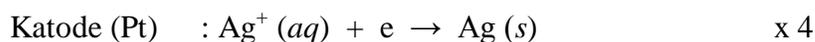
Sel elektrolisis adalah sel elektrokimia dimana reaksi redoks terjadi karena adanya bantuan listrik. Adapun rangkaian sel secara singkat dapat digambarkan seperti pada Gambar 4.5 berikut.



Gambar 4.5: Sel Elektrolisis

Secara umum dalam sebuah sel elektrolisis maka di masing-masing elektode akan terjadi reaksi redoks. Di katode akan terjadi reaksi reduksi dan di anode terjadi oksidasi. Untuk terjadi reaksi selama elektrolisis, maka diperlukan sejumlah potensial tertentu sebagai prasyarat reaksinya berlangsung.

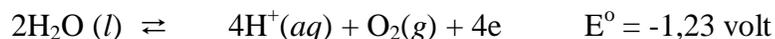
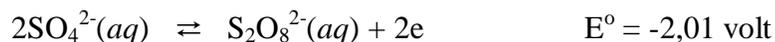
Sebagai contoh adalah elektrolisis larutan perak nitrat dengan elektode kawat platina. Apabila diberikan potensial yang cukup maka akan terjadi reaksi sebagai berikut :



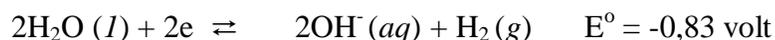
Perhatikan contoh-contoh berikut!

1. Reaksi elektrolisis larutan Na_2SO_4 dengan elektode Pt

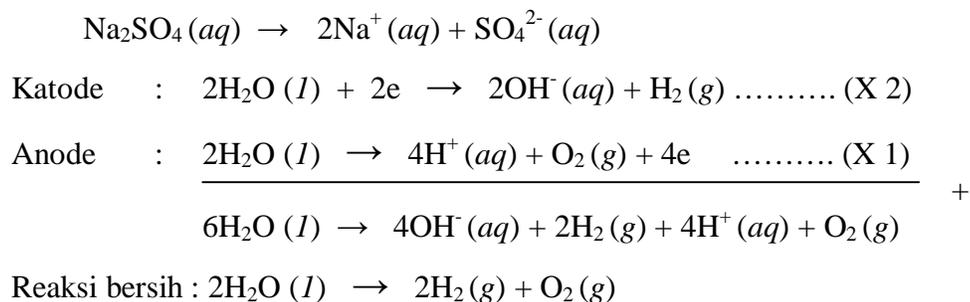
Di anode akan terjadi kompetisi antara ion SO_4^{2-} dengan molekul air :



Oleh karena potensial reduksi standar air lebih besar maka oksidasi air lebih mudah berlangsung, sedangkan di katode akan terjadi kompetisi antara ion Na^+ dengan molekul air sebagai berikut :

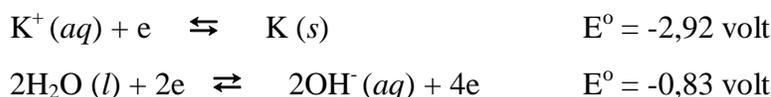


Dari data potensial reduksi ternyata potensial reduksi air lebih besar maka reduksi air akan lebih mudah terjadi, sehingga secara lengkap elektrolisis larutan Na_2SO_4 dapat ditulis sebagai berikut :

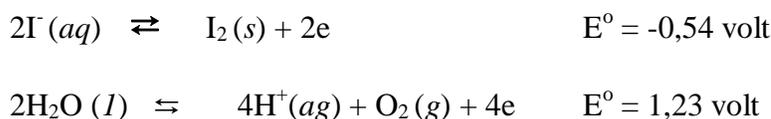


2. Elektrolisis larutan KI dengan elektode grafit (C)

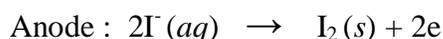
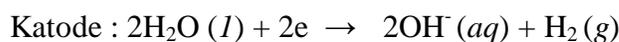
Pada elektrolisis larutan KI akan terbentuk gas hidrogen pada katode dan iodin pada anode, sedangkan larutan di sekitar katode bersifat basa, bagaimana ini dapat dijelaskan?. Dalam larutan KI akan terjadi kompetisi pada masing-masing elektodenya, pada katode akan terjadi kompetisi antara ion K^+ dengan molekul air dan akan mengalami reaksi reduksi di katode.



Dari persamaan reaksi ternyata potensial reduksi air lebih besar, maka reduksi air lebih mudah berlangsung, sedangkan di anode akan terjadi kompetisi antara ion I^- dengan molekul air dan akan mengalami reaksi oksidasi di anode.



Pada reaksi terlihat bahwa potensial reduksi ion I^- lebih kecil, maka lebih mudah berlangsung reaksi oksidasi ion I^- . Jadi secara keseluruhan elektrolisis larutan KI akan menghasilkan H_2 , OH^- , dan I_2 sesuai reaksi, $\text{KI}(aq) \rightarrow \text{K}^+(aq) + \text{I}^-(aq)$



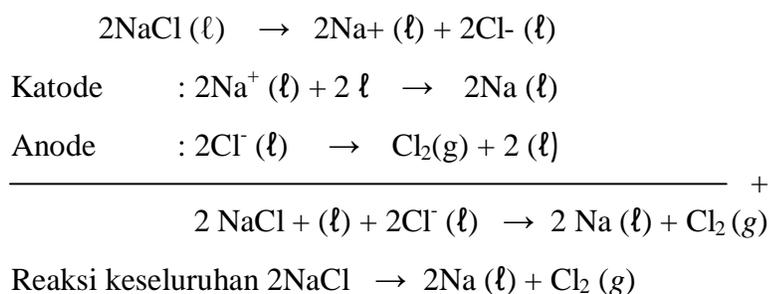
tanah, aluminium, dan logam-logam yang memiliki E° lebih kecil dari $-0,83$ volt (E° air). Seperti kita ketahui, logam-logam di atas tidak dapat dibuat dari elektrolisis larutan, sebab ion-ion logam ini kalah bersaing dengan air dalam menangkap elektron.

Perhatikan contoh berikut.

Contoh : Elektrolisis leburan NaCl

Dalam keadaan leburan NaCl terdapat sebagian ion-ion yang bebas bergerak. Ion Na^+ akan bergerak menuju katode mengambil electron dan mengalami reduksi menghasilkan logam Na. Sedangkan ion Cl^- akan bergerak menuju anode melepaskan electron dan mengalami oksidasi menghasilkan gas Cl_2 .

Reaksi yang terjadi sebagai berikut :



Dengan memperhatikan beberapa contoh di atas dapat disimpulkan bahwa reaksi yang terjadi pada proses elektrolisis ditentukan oleh potensial dan jenis elektodenya, sehingga reaksi yang terjadi pada katode dan anode. Adapun reaksi-reaksi selengkapnya dapat dilihat dalam Tabel 4.2.

5. Aspek Kuantitatif dalam Sel elektrolisis

Michael Faraday (1791 – 1867), selain mengembangkan metode elektrolisis, juga menerangkan hubungan kuantitatif antara jumlah arus listrik yang dilewatkan pada sel elektrolisis dengan jumlah zat yang dihasilkan pada elektode.

Pada zaman Faraday, para ahli kimia memakai konsep berat ekuivalen dalam perhitungan stoikiometri. Berdasarkan kenyataan bahwa dalam pembentukan air setiap 1 gram hidrogen selalu bereaksi dengan 8 gram oksigen, maka berat ekuivalen (e) suatu unsur didefinisikan sebagai jumlah gram unsur tersebut yang tepat bereaksi dengan 1 gram hidrogen atau dengan 8 gram oksigen. Dengan sendirinya hidrogen memiliki

harga $e = 1$ dan oksigen memiliki harga $e = 8$. Harga e dari unsur-unsur lain dapat ditentukan. Sebagai contoh, aluminium sebanyak 9 gram dapat bereaksi dengan 8 gram oksigen untuk membentuk aluminium oksida, sehingga aluminium memiliki $e = 9$. Demikian pula, 35,5 gram klorin tepat bereaksi dengan 1 gram hidrogen untuk membentuk hidrogen klorida, sehingga klorin memiliki $e = 35,5$.

Tabel 4.2. Resume reaksi elektrolisis pada masing-masing elektrode

Reaksi Pada Katode (<i>reduksi terhadap kation</i>)	Reaksi Pada Anode (<i>oksidasi terhadap anion</i>)
<p>1. Ion-ion logam <i>alkali</i>, <i>alkali tanah</i>, Al^{3+}, dan ion-ion logam yang memiliki E° lebih kecil dari $-0,83$ volt tidak direduksi dari larutan. Zat yang direduksi adalah <i>pelarut (air)</i> dan terbentuklah <i>gas hidrogen</i> (H_2).</p>	<p>1. Ion-ion yang mengandung atom dengan <i>bilangan oksidasi maksimum</i>, misalnya SO_4^{2-} atau NO_3^-, tidak dapat dioksidasi. Zat yang dioksidasi adalah <i>pelarut (air)</i> dan terbentuklah <i>gas oksigen</i> (O_2).</p>
$2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2$	$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}^+ + 4e + \text{O}_2$
<p>2. Ion-ion logam yang memiliki E° lebih besar dari $-0,83$ volt direduksi menjadi <i>logam</i> yang diendapkan pada permukaan katode</p>	<p>2. Ion-ion <i>halida</i> (X^-), yaitu F^-, Cl^-, Br^- dan I^-, dioksidasi menjadi <i>halogen</i> (X_2), yaitu F_2, Cl_2, Br_2, dan I_2.</p>
$\text{Mn}^+ + n e \rightarrow \text{M}$	$2\text{X}^- \rightarrow \text{X}_2 + 2e$
<p>3. Ion H^+ dari <i>asam</i> direduksi menjadi <i>gas hidrogen</i> (H_2).</p>	<p>3. Ion OH^- dari <i>basa</i> dioksidasi menjadi <i>gas oksigen</i> (O_2).</p>
$2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2$	$4\text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 4e + \text{O}_2$
<p>4. Jika yang dielektrolisis adalah <i>leburan (cairan)</i> elektrolit tanpa <i>ada air</i>, maka ion-ion pada nomor (1) di atas dapat mengalami reaksi nomor (2), sehingga diperoleh logam yang diendapkan pada permukaan katode.</p>	<p>4. Pada proses <i>penyepuhan</i> dan <i>pemurnian</i> logam, maka yang dipakai sebagai anode adalah suatu <i>logam</i> (bukan Pt atau C), sehingga anode (logam) mengalami oksidasi menjadi <i>ion yang larut</i>.</p>
	$\text{M} \rightarrow \text{Mn}^+ + ne$

Melalui eksperimen, Faraday merumuskan beberapa kaidah perhitungan elektrolisis, yang kini dapat dikenal sebagai Hukum Faraday berikut ini.

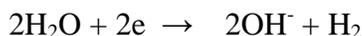
1. Jumlah zat yang dihasilkan pada elektode berbanding lurus dengan jumlah arus listrik yang melalui sel elektrolisis.
2. Jika arus listrik yang sama dilewatkan pada beberapa sel elektrolisis, maka berat zat yang dihasilkan masing-masing sel berbanding lurus dengan berat ekivalen zat-zat tersebut.

Perlu diketahui bahwa pada zaman Faraday elektron belum dikenal, sebab elektron baru ditemukan oleh Joseph John Thomson tahun 1897. Kini berat ekivalen (e) suatu unsur dihitung berdasarkan jumlah elektron.

$$e = \frac{\text{Ar atau Mr}}{\text{Jumlah elektron}}$$

Harga berat ekivalen (e) masing-masing unsur hasil elektrolisis adalah sebagai berikut.

1. Gas H₂ dihasilkan melalui reaksi :



Pembentukan 1 molekul H₂ melibatkan dua elektron.

$$\text{Berat ekivalen (e) gas H}_2 = \frac{2}{2} = 1$$

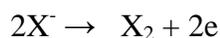
2. Gas O₂ dihasilkan melalui reaksi :



Pembentukan 1 molekul O₂ melibatkan empat elektron

$$\text{Berat ekivalen (e) gas O}_2 = \frac{32}{4} = 8$$

3. Halogen (X₂) dihasilkan melalui reaksi :



Pembentukan 1 molekul X_2 melibatkan dua elektron.

$$\text{Berat ekivalen (e) } X_2 = \frac{MrX_2}{2} = Ar \text{ unsur } X$$

4. Logam-logam (M) dihasilkan melalui reaksi :



Pembentukan 1 atom logam melibatkan n elektron, dengan n = muatan ion logam.

$$\text{Berat ekivalen (e) logam} = \frac{\text{Ar logam}}{\text{Muatan ion}}$$

Untuk mengenang jasa Michael Faraday, kini didefinisikan bahwa satu Faraday (1 F) adalah jumlah listrik yang terdiri atas satu elektron atau $6,0221367 \times 10^{23}$ buah elektron. Karena muatan sebuah elektron adalah $1,60217733 \times 10^{-19}$ coulomb, maka listrik satu Faraday setara dengan muatan sebesar :

$$\begin{aligned} &6,0221367 \times 10^{23} \times 1,60217733 \times 10^{-19} \text{ coulomb} \\ &= 9,64853 \times 10^4 \text{ coulomb} \end{aligned}$$

Bilangan $9,64853 \times 10^4$ ini sering dibulatkan menjadi $9,65 \times 10^4$ atau 96500, dan disebut tetapan Faraday dengan satuan coulomb mol^{-1} .

$$\begin{aligned} 1 \text{ Faraday (1F)} &= 1 \text{ mol elektron} \\ &= \text{muatan } 96500 \text{ coulomb} \end{aligned}$$

$$F = \frac{\text{Coulomb}}{96500} = \frac{it}{96500}$$

dengan F = jumlah listrik dalam Faraday (jumlah mol elektron)

i = kuat arus (amper)

t = waktu (detik)

Kedua Hukum Faraday yang telah dikemukakan terdahulu dapat dirumuskan secara kuantitatif sebagai berikut.

1. Jumlah zat yang terbentuk di katode atau di anode dinyatakan oleh persamaan berikut ini

$$W = e f \quad \text{atau} \quad W = \frac{eit}{96500}$$

dengan, w = berat hasil elektrolisis (gram)

e = berat ekivalen

F = jumlah listrik (faraday)

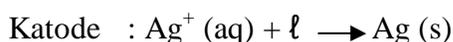
2. Jika terdapat dua hasil elektrolisis dengan arus listrik yang sama, maka berlaku hubungan

$$\frac{w_1}{e_1} = \frac{w_2}{e_2}$$

Perhatikan contoh soal berikut :

Soal : Elektrolisis Larutan AgNO_3 selama 1 jam digunakan arus listrik 10 ampere. Hitung massa Ag yang mengendap pada katode dan berapa liter gas yang terbentuk pada STP (Ar Ag = 108, O = 16)

Jawab : Reaksi :



Massa Ag yang mengendap :

$$W = \frac{eit}{96500}$$

$$W = \frac{108/1 \times 10 \times 3600}{96500}$$

$$= 40,29 \text{ gram}$$

Volume O_2 yang terjadi adalah:

$$W = \frac{16/2 \times 10 \times 3600}{96500}$$

$$= 2,98 \text{ gram}$$

$$= 2,98 / 32 \text{ mol} = 0,093 \text{ mol}$$

Pada keadaan STP maka

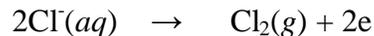
$$\text{Volume O}_2 = 0,093 \times 22,4 \text{ L} = 2,08 \text{ L}$$

6. Penggunaan Elektrolisis dalam Industri

a) Produksi Zat

Melalui proses elektrolisis, kita dapat memperoleh unsur-unsur *logam*, *halogen-halogen*, *gas hidrogen*, dan *gas oksigen*.

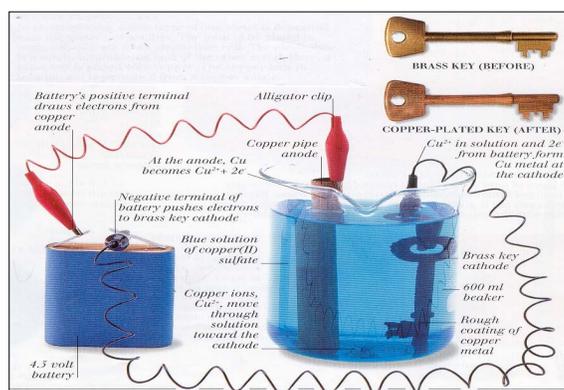
Sebagai contoh, marilah kita tinjau hasil-hasil elektrolisis larutan NaCl.



Gas H₂ terbentuk di katode, gas Cl₂ terbentuk di anode, dan pada larutan sisa kita memperoleh NaOH.

b) Penyepuhan

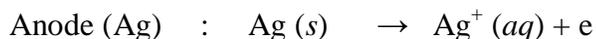
Salah satu proses elektrolisis yang populer adalah **penyepuhan** (*electroplating*), yaitu melapisi permukaan suatu logam dengan logam lain. Agar lebih jelas, marilah kita tinjau proses penyepuhan sendok aluminium oleh perak. Logam yang akan *dilapisi* (sendok) dipakai sebagai *katode*, sedangkan logam *pelapis* (perak) dipakai sebagai *anode*. Suatu larutan garam perak, misalnya larutan AgNO₃, dipakai sebagai elektrolit.



Perak (anode) akan teroksidasi menjadi ion Ag⁺ yang larut. Kemudian, ion Ag⁺ ini mengalami reduksi menjadi logam perak kembali, yang kini diendapkan pada permukaan sendok (katode).

Gambar 4.6: Skema Penyepuhan

Reaksi yang terjadi sebagai berikut :

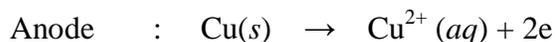
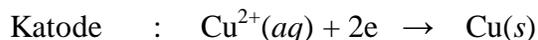


c) *Pemurnian Logam*

Proses elektrolisis juga dipakai pada *pemurnian* suatu logam, misalnya tembaga. Untuk membuat kabel-kabel listrik diperlukan logam tembaga yang betul-betul murni, sebab pengotoran sekecil apapun dapat mengurangi konduktivitas kabel tersebut.

Ketika dipisahkan dari bijihnya, logam tembaga biasanya bercampur dengan sedikit besi, zink, emas, dan perak. Tembaga yang *tidak murni* dipakai sebagai *anode* dalam sel elektrolisis yang mengandung larutan CuSO_4 . Sebagai *katode*, dipakai batang tembaga yang *murni*. Potensial listrik yang dilewatkan melalui sel diatur sedemikian rupa, sehingga bagian anode yang larut hanyalah tembaga, besi, dan zink. Mereka larut sebagai Cu^{2+} , Fe^{2+} , dan Zn^{2+} . Emas dan perak tidak larut dan berjatuh ke dasar wadah.

Reaksi yang terjadi :



C. Aplikasi Elektrokimia

Penerapan sistem elektrokimia dapat dijumpai dalam beberapa hal, diantaranya:

- Proses penyepuhan logam secara elektroplating maupun proses elektrodposisi beberapa material lain.
- Pengembangan berbagai sel bahan bakar, untuk menghasilkan potensial tertentu.
- Pengembangan material baru secara elektrosintesis untuk menghasilkan material elektroaktif maupun senyawa-senyawa polimer elektroaktif yang lain.

- d. Untuk analisis secara elektrokimia, seperti sistem elektrogravimetri, potensiometri maupun voltametri.

Contoh : Pada potensiometri pengukuran ion klorida digunakan elektode perak-perak klorida dan pembanding elektode kalomel jenuh.

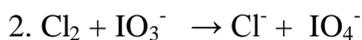
Kegiatan Latihan/Praktek Akhir Program:

a. Penyetaraan reaksi redoks

Tuliskan dengan lengkap dan setarakan reaksi-reaksi berikut :



dengan cara setengah reaksi maupun cara bilangan oksidasi.



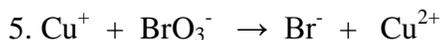
dengan cara setengah reaksi.



dengan cara bilangan oksidasi.



dengan cara bilangan oksidasi.



dengan cara setengah reaksi.

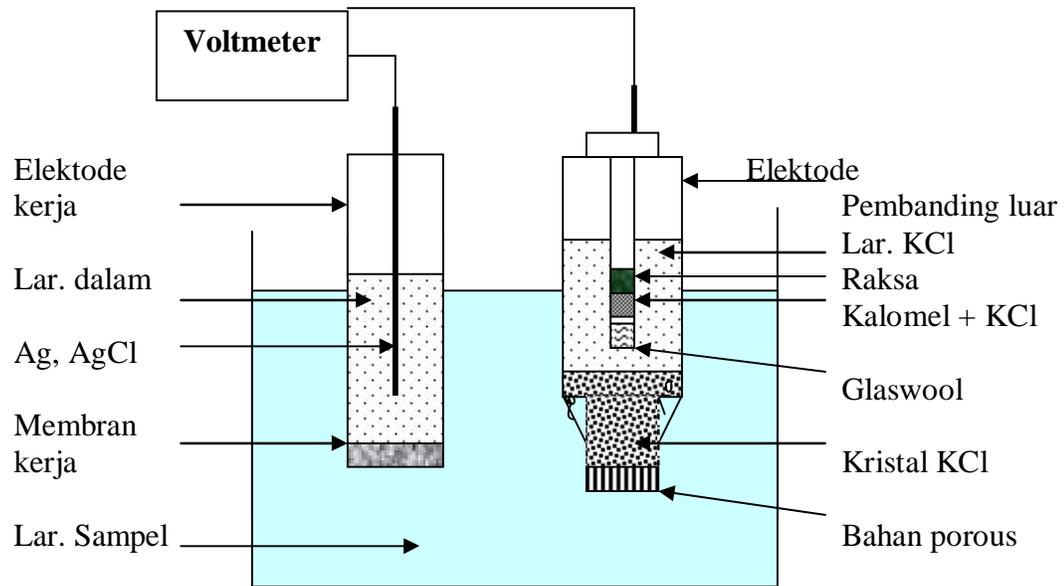
b. Pengukuran Potensial Sel

Dengan menggunakan rangkaian sel elektrokimia, ukurlah besarnya potensial dari sistem ataupun material berikut ini :

- c. Sel baterai
- d. Larutan NaCl 1 M
- e. buah jeruk
- f. buah apel
- g. larutan HCl 1 M

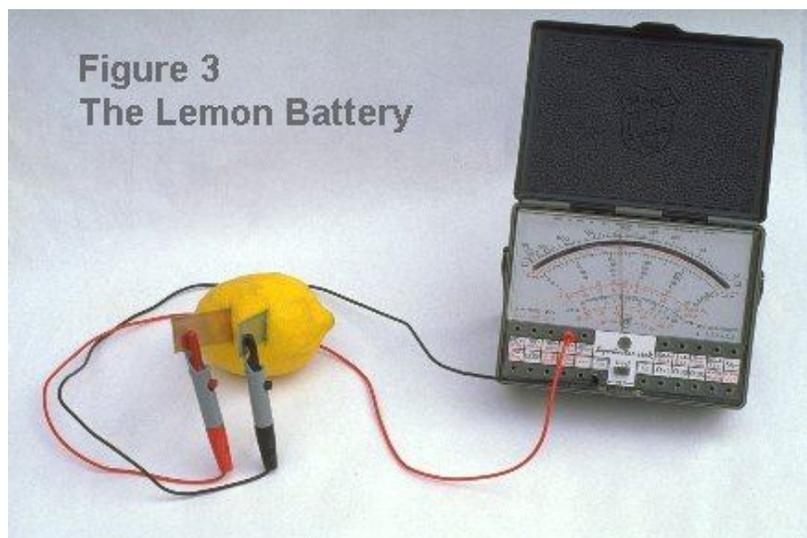
Catatan :

1. Pengukuran menggunakan rangkaian alat sebagai berikut (Gambar 4.7) :



Gambar 4.7. Pengukuran potensial analit secara potensiometri

2. Bila yang diukur adalah buah jeruk maka elektode yang dipakai adalah lempeng logam tembaga, seperti pada Gambar 4.8 berikut :



Gambar 4.8. Rangkaian pengukuran potensial dengan elektode logam

Lembar kerja Penentuan E_{sel}

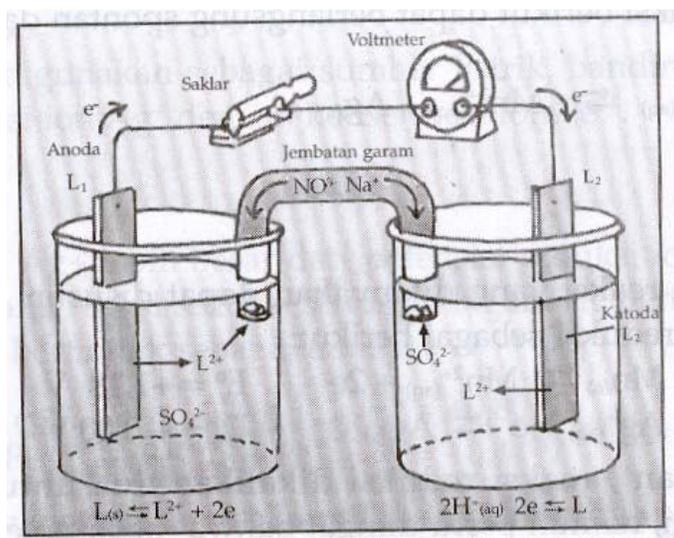
Alat dan bahan	Ukuran/satuan	Jumlah
• Gelas kimia	100 mL	4
• Kertas saring	25 x 5 cm	1
• Volt meter	-	1
• Kabel	30 cm	4
• Penjepit buaya	-	4
• Lempengan logam Zn, Cu, Mg, dan Fe	7 x 1 cm	1
• Larutan CuSO_4	0,1 M	50 mL
• Larutan Zn SO_4	0,1 M	50 mL
• Larutan Mg SO_4	0,1 M	50 mL
• Larutan Fe SO_4	0,1 M	50 mL
• Larutan KNO_3	1,0 M	50 mL

Cara Kerja

- (1) Memasukkan 50 mL ZnSO_4 0,1 M ke dalam sebuah gelas kimia dan celupkan sepotong logam zink ke dalam larutan tersebut.
- (2) Memasukkan 50 mL CuSO_4 0,1 M ke dalam sebuah gelas kimia dan celupkan sepotong logam tembaga ke dalam larutan tersebut.
- (3) Membuat jembatan garam dengan menggulung kertas saring memanjang sehingga membentuk batangan sebesar pensil dan celupkan ke dalam larutan KNO_3 sehingga semuanya basah.
- (4) Menghubungkan larutan 1 dan larutan 2 dengan jembatan garam.
- (5) Menghubungkan kedua elektode Zn dan Cu melalui Volt meter dengan menggunakan kabel dan penjepit buaya, jika jarum volt meter bergerak ke arah kiri (negatif) segera putuskan rangkaian tersebut dan baliklah rangkaian kabel yang menuju volt meter sehingga jarum volt meter bergerak ke kanan (positif), kemudian biarkan sejenak dan catat beda potensial yang terjadi.
- (6) Melakukan langkah-langkah tersebut 1 sampai 5 dengan pasangan setengah sel seperti tercantum pada tabel pengamatan berikut.

Tabel Hasil Pengamatan

Setengah sel Katode (+)	A	B	C	D
Setengah sel Anode (-)	$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	$\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$	$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$
1. $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	
2. $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$
3. $\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$
4. $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	



Gambar 4.9 Rangkaian Sel Volta

Hasil Pembahasan

- (7) Tulislah diagram (notasi) sel, serta reaksi pada masing-masing elektode untuk pasangan sel (2 - A), (3 - A), (4 - A), (1 - B), (3 - B), (4 - B) dan seterusnya !
- (8) Hitunglah potensial sel dari masing-masing pasangan setengah sel pada hasil pengamatan, berdasarkan tabel potensial reduksi standar, dan bandingkan hasil perhitungan itu dengan hasil pengukuran yang tercantum dalam tabel pengamatan. Berikan penjelasan !

Simpulan

Berikan simpulan berdasarkan data hasil percobaan yang kamu lakukan bersama kelompok saudara.

Daftar Pustaka

Bard AJ, and Faulkner LR, 1980, *Electrochemical Methods*, John Wiley and Sons, New York.

Bryann Hibbert D, 1993, *Introduction to Electrochemistry*, The Macmillan Press Ltd, London.

Diana, Murzil Arif, dan Nana Sutresna, 1997, *Kimia untuk SMU Kelas 3*, Grafindo Media Pratama, Jakarta.

Evan Alum and James AM, 1987, *Potentiometry and Ion selective Electrode*, John Wiley and Sons, New York.

Suyanta dan Buchari, 2003, *Potensiometri, Seri Analisis Elektrokimia*, Jurdik Kimia FMIPA UNY.

SOAL-SOAL PENILAIAN (ASSESSMENT)

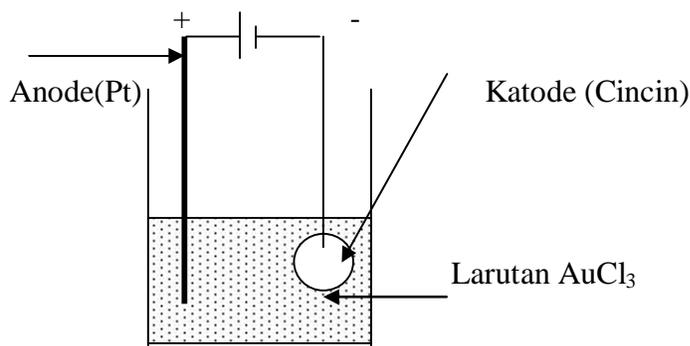
Soal Set 1:

Mujiyah seorang ibu rumah tangga ingin menyepuhkan cincin pernikahan seberat 3 gram yang terbuat dari emas muda 14 karat. Maka Mujiyah datang ke Pasar Beringharjo di UD. Maryono Plating. Pak Maryono sebagai pemilik Toko mulai menyepuh cincin tersebut dengan menyediakan larutan AuCl_3 0,1 M. Kemudian memasang elektrode (tersedia elektrode logam platina sebagai anode dan kawat inert), serta rangkaian kabel dan sumber arus listrik 0,5 ampere.

- Gambarkan skema proses penyepuhan tersebut!
- Tuliskan reaksi redoks yang terjadi selama elektrolisis
- Jika $E^\circ \text{Au}^{3+}/\text{Au} = 1,50$ volt, $E^\circ \text{O}_2/\text{H}_2\text{O} = 1,23$ volt dan, berapa potensial standar minimal yang diperlukan untuk elektrolisis tersebut!
- Bagaimana cara membuat larutan AuCl_3 0,1 M sebanyak 100 mL dengan tepat dan benar, jika tersedia bahan logam emas batangan murni, HCl dan HNO_3 pekat serta bahan dan alat pendukung lain yang tersedia.
- Bila $A_r \text{Au} = 197$, bilangan Faraday = 96500 dan elektrolisis dilakukan selama 10 menit, berapa berat cincin setelah dikeringkan.

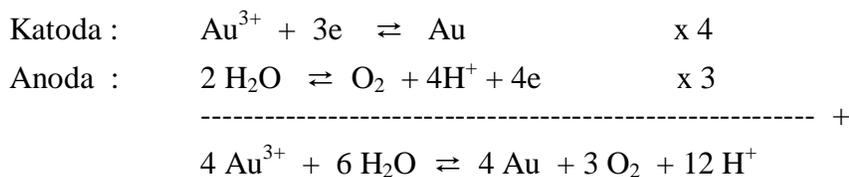
Jawab :

- Gambar rangkaian sistem elektrolisis



Nilai = 2

b. Reaksi yang terjadi :



Nilai = 2

c. $E^{\circ}_{\text{sell}} = E^{\circ} \text{Au}^{3+}/\text{Au} - E^{\circ} \text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$
 $= 1,50 \text{ volt} - 1,23 \text{ volt}$
 $= 0,27 \text{ volt}$ (Nilai potensial diatas 0,27 volt akan terjadi elektrolisis)

Nilai = 2

d. Perhitungan:

- dalam larutan AuCl_3 0,1 M terdapat 0,1 mol AuCl_3 dalam setiap liter
- dalam 100 mL larutan terdapat 0,01 mol = $0,01 \times 179 \text{ gram} = 1,79 \text{ gram}$

Cara membuat larutan AuCl_3 :

- menimbang 1,79 gram emas batangan murni
- tambahkan beberapa tetes aquaregia (campuran HCl dan HNO_3 pekat dengan perbandingan 3:1), hingga semua emas larut
- masukkan dalam labu takar 100 mL dan bilas larutan emasnya dengan akuades
- tambahkan akuades hingga tanda.

Nilai = 2

e. Massa cincin setelah elektrolisis sebagai berikut:

$$m = \frac{Z \cdot i \cdot t}{F} = \frac{179/3 \times 0,5 \times 10 \times 60}{96500} = 0,185 \text{ gram}$$

Jadi massa cincin adalah 3,185 gram.

Nilai = 2

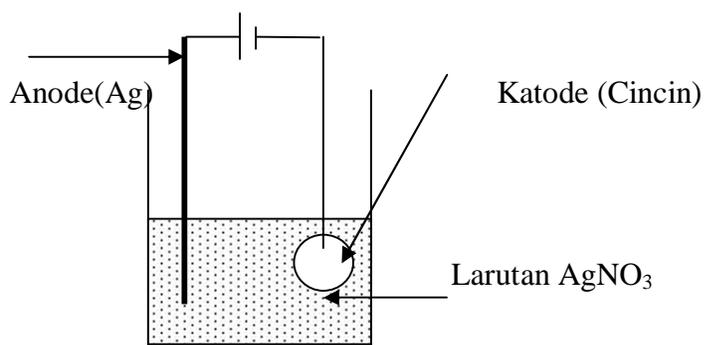
Soal Set 2:

Poniyah seorang ibu rumah tangga ingin meyepuhkan cincin imitasi seberat 3 gram yang terbuat dari perak. Maka Poniyah datang ke Pasar Beringharjo di UD. Maryono Plating. Pak Maryono sebagai pemilik Toko mulai menyepuh cincin tersebut dengan menyediakan larutan AgNO_3 0,1 M. Kemudian memasang elektrode (tersedia elektrode kawat perak), serta rangkaian kabel dan sumber arus listrik 0,5 ampere.

- Gambarkan skema proses penyepuhan tersebut!
- Tuliskan reaksi redoks yang terjadi selama elektrolisis
- Jika $E^\circ \text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,80$ volt, berapa potensial standar minimal yang diperlukan untuk elektrolisis tersebut!
- Bagaimana cara membuat larutan AgNO_3 0,1 M sebanyak 100 mL dengan tepat dan benar, jika tersedia bahan garam AgNO_3 serta bahan dan alat pendukung lain yang tersedia.
- Bila $A_r \text{Ag}=108$, bilangan Faraday=96500 dan elektrolisis dilakukan selama 10 menit, berapa berat cincin setelah dikeringkan.

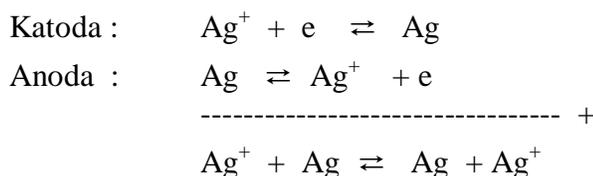
Jawab :

- Gambar rangkaian sistem elektrolisis



Nilai = 2

- Reaksi yang terjadi :



Nilai = 2

- c. $E^{\circ}_{\text{sell}} = E^{\circ} \text{Ag}^+/\text{Ag} - E^{\circ} \text{Ag}^+/\text{Ag}$
 $= 0,80 \text{ volt} - 0,80 \text{ volt}$
 $= 0,00 \text{ volt}$ (Nilai potensial positif akan terjadi elektrolisis)

Nilai = 2

- d. Perhitungan:

- dalam larutan AgNO_3 0,1 M terdapat 0,1 mol AgNO_3 dalam setiap liter
- dalam 100 mL larutan terdapat 0,01 mol = $0,01 \times 108 \text{ gram} = 1,08 \text{ gram}$

Cara membuat larutan AgNO_3 :

- menimbang 1,08 gram garam AgNO_3
- tambahkan beberapa mL akuades bebas mineral hingga semua garam AgNO_3 larut
- masukkan dalam labu takar 100 mL dan bilas larutan dengan akuades bebas mineral
- tambahkan akuades bebas mineral hingga tanda.

Nilai = 2

- e. Masa cincin setelah elektrolisis sebagai berikut:

$$m = \frac{Z \cdot i \cdot t}{F} = \frac{108/1 \times 0,5 \times 10 \times 60}{96500} = 0,336 \text{ gram}$$

Jadi massa cincin adalah 3,336 gram.

Nilai = 2

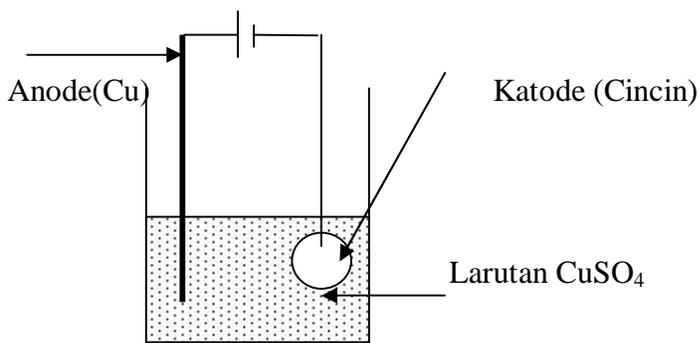
Soal Set 3:

Ponirah seorang ibu rumah tangga ingin meyepuhkan cincin imitasi seberat 3 gram yang terbuat dari tembaga. Maka Ponirah datang ke Pasar Beringharjo di UD. Maryono Plating. Pak Maryono sebagai pemilik Toko mulai menyepuh cincin tersebut dengan menyediakan larutan CuSO_4 0,1 M. Kemudian memasang elektrode (tersedia elektrode kawat tembaga murni), serta rangkaian kabel dan sumber arus listrik 0,5 ampere.

- Gambarkan skema proses penyepuhan tersebut!
- Tuliskan reaksi redoks yang terjadi selama elektrolisis
- Jika $E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34$ volt, berapa potensial standar minimal yang diperlukan untuk elektrolisis tersebut!
- Bagaimana cara membuat larutan CuSO_4 0,1 M sebanyak 100 mL dengan tepat dan benar, jika tersedia bahan garam CuSO_4 serta bahan dan alat pendukung lain yang tersedia.
- Bila $A_r \text{Cu} = 63,5$, bilangan Faraday = 96500 dan elektrolisis dilakukan selama 10 menit, berapa berat cincin setelah dikeringkan.

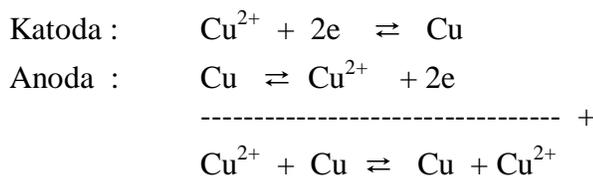
Jawab :

- Gambar rangkaian sistem elektrolisis



Nilai = 2

- Reaksi yang terjadi :



Nilai = 2

- c. $E^{\circ}_{\text{sell}} = E^{\circ} \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} - E^{\circ} \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$
 $= 0,34 \text{ volt} - 0,34 \text{ volt}$
 $= 0,00 \text{ volt}$ (Nilai potensial positif akan terjadi elektrolisis)

Nilai = 2

- d. Perhitungan:

- dalam larutan CuSO_4 0,1 M terdapat 0,1 mol CuSO_4 dalam setiap liter
- dalam 100 mL larutan terdapat 0,01 mol = $0,01 \times 63,5 \text{ gram} = 0,635 \text{ gram}$

Cara membuat larutan CuSO_4 :

- menimbang 0,635 gram garam CuSO_4
- tambahkan beberapa mL akuades hingga semua garam CuSO_4 larut
- masukkan dalam labu takar 100 mL dan bilas larutan dengan akuades
- tambahkan akuades hingga tanda.

Nilai = 2

- e. Masa cincin setelah elektrolisis sebagai berikut:

$$m = \frac{Z \cdot i \cdot t}{F} = \frac{63,5/2 \times 0,5 \times 10 \times 60}{96500} = 0,099 \text{ gram}$$

Jadi masa cincin adalah 3,099 gram.

Nilai = 2