

SUMBER BELAJAR PENUNJANG PLPG 2016

MATA PELAJARAN/PAKET KEAHLIAN

KIMIA

BAB V

**REDOKS DAN ELEKTROKIMIA, ANALISIS KUALITATIF DAN
KUANTITATIF KIMIA UNSUR**



**Prof. Dr. Sudarmin, M.Si
Dra. Woro Sumarni, M.Si
Cepi Kurniawan, M.Si, Ph.D**

**KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN
DIREKTORAT JENDERAL GURU DAN TENAGA KEPENDIDIKAN
2016**

BAB V

REDOKS DAN ELEKTROKIMIA, ANALISIS KUALITATIF DAN Kuantitatif KIMIA UNSUR

1. Pengantar

Setelah belajar dengan sumber belajar penunjang ini, diharapkan pembaca mampu Memahami proses berpikir kimia dalam mempelajari proses dan gejala alam., serta mampu **menjelaskan perkembangan dari** komsep reaksi oksidasi reduksi (redoks) dan elektrokimia dan contohnya, serta memahami .berbagai macam analisis kualitatif dan kuantitatif kimia unsur

2. Kompetensi Inti Guru :

Menguasai materi, struktur, konsep, dan pola pikir keilmuan yang mendukung mata pelajaran yang diampu.

3. Kompetensi Guru Mata Pelajaran [KD]

1.2 Memahami proses berpikir kimia dalam mempelajari proses dan gejala alam.

1.3 Menggunakan bahasa simbolik dalam mendeskripsikan proses dan gejala alam/kimia

1.8 Memahami lingkup dan kedalaman kimia sekolah.

1.9. Memahami berbagai analisis kualitatif dan kuantitatif kimia unsur

4. Indikator Pencapaian Pembelajaran:

Setelah mempelajari bahan ajar ini peserta mampu:

1. **menjelaskan perkembangan dari** komsep reaksi oksidasi reduksi (redoks), dan elektrokimia dan contohnya.

2. **menerapkan proses berpikir logis dalam menjelaskan** proses elektrokimia

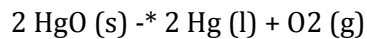
3. **menerapkan** makna bahasa simbolik dalam menuliskan berbagai reaksi redoks dan reaksi kesetimbangan kimia .

4. memahami berbagai analisis kualitatif dan kuantitatif kimia unsur

5. URAIAN MATERI

5.1 KONSEP OKSIDASI REDUKSI

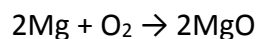
Oksidasi adalah pengikatan oksigen, sedangkan reduksi adalah pelepasan oksigen. Pembakaran gas alam, CH₄ dan pembakaran bensin dalam mesin kendaraan bermotor adalah reaksi oksidasi. Reaksi–reaksi yang menyangkut penguraian zat dengan melepaskan oksigen disebut reduksi.



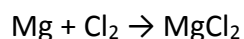
Selanjutnya, konsep transfer elektron dan perubahan bilangan oksidasi: Oksidasi adalah suatu perubahan kimia: (a) Jika suatu zat memberikan atau melepaskan electron; (b) Jika suatu unsur mengalami penambahan bilangan oksidasi atau tingkat oksidasi; (c) Terjadi di anoda suatu sel elektrokimia. Reduksi ialah suatu perubahan kimia: (a) Jika suatu zat menerima atau menangkap electron; (b) Jika suatu unsur mengalami pengurangan bilangan oksidasi atau tingkat oksidasi; (c) Terjadi di katoda suatu sel elektrokimia.

Pentingnya reaksi oksidasi-reduksi dikenali sejak awal kimia. Dalam oksidasi reduksi, Situasinya mirip dengan reaksi asam basa. Singkatnya, reaksi oksidasi reduksi dan asam basa merupakan pasangan sistem dalam kimia. Reaksi oksidasi reduksi dan asam basa memiliki nasib yang sama, dalam hal keduanya digunakan dalam banyak praktek kimia sebelum reaksi ini dipahami. Konsep penting secara perlahan dikembangkan: misalnya, bilangan oksidasi, oksidan (bahan pengoksidasi), reduktan (bahan pereduksi), dan gaya gerak listrik, persamaan Nernst, hukum Faraday tentang induksi elektromagnet dan elektrolisis. Perkembangan sel elektrik juga sangat penting. Penyusunan komponen reaksi oksidasi-reduksi merupakan praktek yang penting dan memuaskan secara intelektual. Sel dan elektrolisis adalah dua contoh penting, keduanya sangat erat dengan kehidupan sehari-hari dan dalam industri kimia.

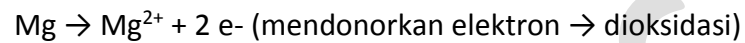
Perhatikan reaksi berikut:



Reaksi antara magnesium dan klorin tidak diikuti dengan pemberian dan penerimaan oksigen.



Namun, mempertimbangkan valensi magnesium, merupakan hal yang logis untuk menganggap kedua reaksi dalam kategori yang sama. Memang, perubahan magnesium, $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$, umum untuk kedua reaksi, dan dalam kedua reaksi magnesium dioksidasi. Dalam kerangka ini, keberlakuan yang lebih umum akan dicapai bila oksidasi-reduksi didefinisikan dalam kerangka pemberian dan penerimaan elektron. Bila kita menggunakan definisi ini, reaksi oksidasi-reduksi dapat dibagi menjadi dua, satu adalah reaksi oksidasi, dan satunya reaksi reduksi. Jadi,



Masing-masing reaksi tadi disebut setengah reaksi. Akan ditunjukkan bahwa reaksi oksidasi reduksi biasanya paling mudah dinyatakan dengan setengah reaksi (satu untuk oksidan dan satu untuk reduktan).

Contoh soal

Tuliskan reaksi oksidasi asam oksalat $(\text{COOH})_2$ menghasilkan CO_2 dan air dengan tiga cara; serah terima oksigen, hidrogen dan elektron. Isilah titik-titik dengan rumus kimia dan koefisien yang tepat.

- (1) oksigen: $(\text{COOH})_2 + (\text{O}) \rightarrow \dots + \dots$
- (2) hidrogen: $(\text{COOH})_2 \rightarrow 2\text{H} + \dots$
- (3) elektron: $(\text{COOH})_2 \rightarrow 2\text{e}^- + \dots + \dots$

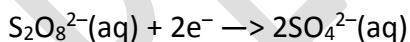
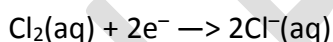
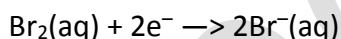
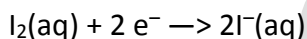
Jawab

- (1) oksigen: H_2O terbentuk dari dua H dari asam oksalat dan satu O dari oksidan
 $(\text{COOH})_2 + (\text{O}) \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- (2) hidrogen: secara formal asam oksalat memberikan dua hidrogen dan
 CO_2
 $(\text{COOH})_2 \rightarrow 2\text{H} + 2\text{CO}_2$
- (3) elektron: metoda untuk menyusun reaksi jenis ini akan dibahas selanjutnya
 $(\text{COOH})_2 \rightarrow 2\text{e}^- + 2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+$

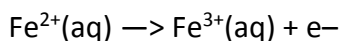
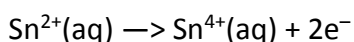
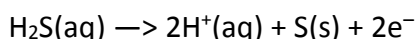
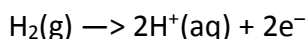
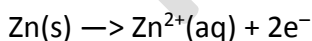
Oksidan dan reduktan (bahan pengoksidasi dan pereduksi)

Oksidasi reduksi seperti dua sisi dari selembar kertas, jadi tidak mungkin oksidasi atau reduksi berlangsung tanpa disertai lawannya. Bila zat menerima elektron, maka harus ada yang mendonorkan elektron tersebut. Dalam oksidasi reduksi, senyawa yang menerima elektron dari lawannya disebut oksidan (bahan pengoksidasi sebab lawannya akan teroksidasi. Lawan oksidan, yang mendonorkan elektron pada oksidan, disebut dengan reduktan (bahan pereduksi) karena lawannya (oksidan tadi tereduksi). Di antara contoh di atas, magnesium, yang memberikan elektron pada khlorin, adalah reduktan, dan khlorin, yang menerima elektron dari magnesium, adalah oksidan. Umumnya, unsur elektropositif seperti logam alkali dan alkali tanah adalah reduktan kuat; sementara unsur elektronegatif seperti khlorin adalah oksidan yang baik.

Suatu senyawa dapat berlaku sebagai oksidan dan juga reduktan. Bila senyawa itu mudah mendonorkan elektron pada lawannya, senyawa ini dapat menjadi reduktan. Sebaliknya bila senyawa ini mudah menerima elektron, senyawa itu adalah oksidan.



Reduktan



Bilangan oksidasi

Besi adalah reduktan yang baik dan besi menjadi Fe^{2+} atau Fe^{3+} bergantung kondisi reaksi.



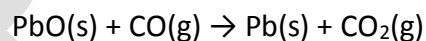
Jadi, penting untuk menyatakan dengan jelas jumlah elektron yang diserahkan atau diterima. Untuk keperluan ini, suatu parameter, bilangan oksidasi didefinisikan. Bilangan oksidasi untuk unsur monoatomik adalah muatan atom tersebut. Bilangan oksidasi Fe, Fe^{2+} dan Fe^{3+} adalah 0, +2 dan +3. Untuk memperluas konsep bilangan oksidasi pada molekul poliatomik, penting untuk mengetahui distribusi elektron dalam molekul dengan akurat. Karena hal ini sukar, diputuskan bahwa muatan formal diberikan pada tiap atom dengan menggunakan aturan tertentu, dan bilangan oksidasi didefinisikan berdasarkan muatan formal.

Contoh soal

Dalam peleburan timbal dari bijihnya (timbal sulfida) reaksi reduksi oksidasi dua tahap berikut terjadi. Tunjukkan oksidan dan reduktan dalam reaksi ini dan tentukan bilangan oksidasi masing-masing atomnya.

Jawab

Bilangan oksidasi masing-masing atom ditandai di bawah simbol atomnya.



Tahap pertama reaksi, bilangan oksidasi S berubah dari -2 ke +4, dengan demikian S dioksidasi. Jadi PbS adalah reduktan. Bilangan oksidasi O turun dari 0 ke -2. Jadi oksigen adalah oksidan. Di tahap kedua, bilangan oksidasi C berubah dari +2 ke +4, dan dengan demikian C dioksidasi. Jadi CO adalah reduktan. Bilangan oksidasi Pb turun dari +2 ke 0. Jadi PbO adalah oksidan. Dalam peleburan logam semacam besi, CO sering menjadi reduktan.

Penyusunan persamaan reduksi oksidasi

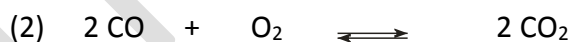
Penyusunan setengah reaksi oksidasi reduksi adalah (1) Tuliskan persamaan perubahan oksida dan reduktan., (2) Setarakan jumlah oksigen di kedua sisi persamaan dengan menambahkan sejumlah tepat H₂O, (3) Setarakan jumlah hidrogen di kedua sisi persamaan dengan penambahan jumlah H⁺ yang tepat, (4) Setarakan muatannya dengan menambahkan sejumlah elektron. Sekali setengah reaksi telah disusun, mudah untuk menyusun persamaan reduksi oksidasi keseluruhan. Dalam oksidasi reduksi, penurunan bilangan oksidasi oksidan dan kenaikan bilangan oksidasi reduktan harus sama. Hal ini sama dengan hubungan ekivalen dalam reaksi asam basa. Penyusunan reaksi oksidasi reduksi total (1) Pilihlah persamaan untuk oksidan dan reduktan yang terlibat dalam reaksi, kalikan sehingga jumlah elektron yang terlibat sama., (2) Jumlahkan kedua reaksi (elektronnya akan saling meniadakan). Ion lawan yang mungkin muncul dalam persamaan harus ditambahkan di kedua sisi persamaan sehingga kesetaraan bahan tetap dipertahankan

Konsep Redoks Perpindahan Elektron

Ada golongan-golongan reaksi kimia yang penting yakni terjadi perpindahan elektron sebagai contoh dapat diberikan :



Ini adalah contoh suatu reaksi redoks dengan perpindahan elektron dapat terlihat dengan jelas. Tetapi ada pula reaksi redoks dengan perpindahan elektron tidak terlihat jelas, seperti :



Pada contoh (1) diatas Zn teroksidasi sehingga ia melepaskan elektronnya dan menjadi Zn²⁺, sebaliknya Cu²⁺ tereduksi, ia menerima elektron dan menjadi Cu. Di sini Zn merupakan reduktor atau pereduksi dan Cu merupakan oksidator atau zat pengoksidasi. Contoh ke dua juga merupakan reaksi redoks, tetapi disini hanya terjadi pergeseran elektron dari atom-atom C ke arah atom O yang lebih elektronegatif.

Oksidasi dapat dinyatakan sebagai suatu perubahan kimia yaitu suatu unsur memberikan atau melepaskan elektron dan diikutsertakan dengan pertambahan bilangan oksidasi. Kebalikannya **reduksi** adalah suatu proses dengan suatu unsur menerima atau

menangkap elektron dan diikuti dengan pengurangan bilangan oksidasi. Kehilangan oleh suatu zat selalu diikuti dengan penerimaan elektron oleh suatu zat lain sehingga merupakan reaksi redoks.

A. PENYETARAAN REAKSI REDOKS

Reaksi redoks ada yang mudah untuk disetarakan tetapi ada juga yang sulit sehingga perlu dilakukan secara sistematis dengan cara bertahap. Ada dua cara yang dapat dilakukan : ***Cara Setengah Reaksi dan Cara Bilangan Oksidasi, penjelasan lebih lanjut dapat dibaca buku:***

Devi, Poppy K, dkk. (2016). *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi C Pedagogik: Metode dan Pendekatan Pembelajaran, Profesional : Bentuk Molekul, Redoks 3, Termokimia , Stokiometri 3, Laju Reaksi 1*, Jakarta : PPPPTK IPA-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan. [**tersedia online**].

Supriatna, M. dkk, (2016) *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi D Pedagogik: Model-Model Pembelajaran IPA dan Implementasinya, Profesional : Redoks 4, Termokimia 2, Laju Reaksi 2, Alkohol dan Eter*, Jakarta, PPPPTK IPA-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan. [**tersedia online**]

Turella, R, dkk. (2016). *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi A. Pedagogik Perkembangan Peserta Didik, Profesional : Struktur Atom, Stokiometri 1, Asam Basa, Redoks 1*. Jakarta : PPPPTK IPA-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan. [**tersedia online**]

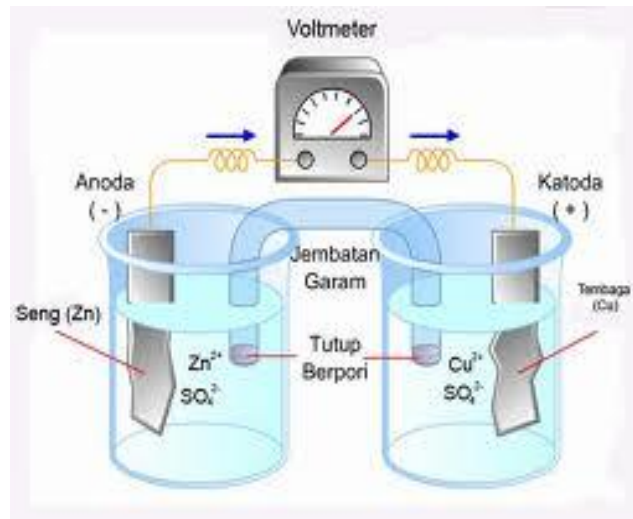
Turella, R, dkk. (2016). *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi B Pedagogik. Teori Belajar dan Implementasinya dalam Pembelajaran IPA, Profesional : Ikatan Kimia, Stoikiometri II, Redoks 2, dan pH* Jakarta : PPPPTK IPA-Direktur Jenderal

Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan.
. [tersedia online]

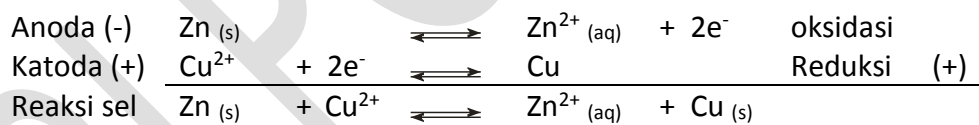
PLPG 2016

B. SEL GALVANI

Jika reaksi reduksi dan oksidasi dilakukan dalam dua wadah terpisah dan arus listrik dialirkan melalui kabel listrik, maka akan diperoleh suatu sel yang dinamakan **Sel Galvani** atau **Sel Volta**.



Gambar 5.1 Sel Galvani



Logam Zn melepaskan elektron-elektron yang berkumpul pada elektroda sehingga bermuatan negatif. Kebalikannya ion Cu^{2+} menerima elektron dari logam Cu sehingga elektroda Cu bermuatan positif. Jembatan garam yang berisi larutan garam KCl dalam larutan agar merupakan penghubung antara dua setengah sel.

Banyak reaksi redoks yang dapat dipakai sebagai sumber listrik. Beberapa sel galvani dapat disebutkan antara lain : sel penyimpan aki, sel kering Leclanche, sel konsentrasi, sel bahan bakar, sel merkuri dan sel cadmium.

C. POTENSIAL SEL

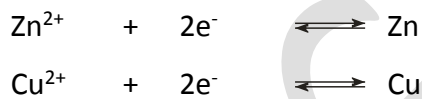
Arus listrik dihasilkan sel Galvani sebagai hasil aliran elektron dari elektroda negatif ke elektroda positif melalui kabel listrik luar. Perbedaan potensial antara kedua elektroda ini dinamakan potensial sel E_{sel} , atau **daya gerak listrik** (DGL) dan diukur dalam volt.,

$$1 \text{ volt} = \frac{1 \text{ joule}}{\text{coulomb}}$$

DGL sel tergantung pada konsentrasi ion-ion dalam sel, tekanan gas dan temperatur. Bila konsentrasi ion-ion adalah 1M, tekanan gas sama dengan 1 atm dan temperatur 25°, maka sel dinamakan dalam keadaan standar dan diberikan lambang E°_{sel} . Suatu alat yang dipakai untuk mengukur potensial sel dinamakan potensiometer.

D. POTENSIAL ELEKTRODA REDUKSI

Pada sel Zn/Cu terdapat larutan ion Zn^{2+} yang mengelilingi elektroda Cu. Ion-ion ini memiliki kecenderungan tertentu untuk menarik elektron. Ion-ion positif masing-masing memiliki kecenderungan yang berbeda-beda untuk menarik elektron. Tiap setengah reaksi reduksi :



Memiliki potensial reduksi sendiri. Potensial reduksi akan lebih besar bila kecenderungan reaksi reduksinya lebih besar. Potensial sel yang diukur adalah perbedaan dalam kecenderungan ion untuk direduksi dan dinyatakan dengan :

$$E^{\circ}_{sel} = E^{\circ}_{sel \text{ tereduksi}} - E^{\circ}_{sel \text{ teroksidasi}}$$

Untuk set Zn/Cu :

$$E^{\circ}_{sel} = E^{\circ}_{Cu} - E^{\circ}_{Zn}$$

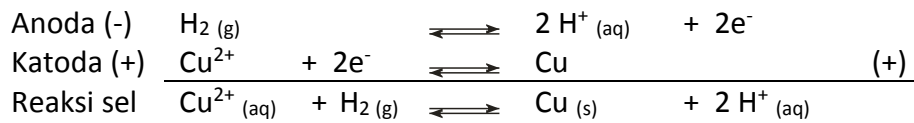
Untuk mengetahui potensial reduksi suatu setengah sel, misalnya Cu/Cu^{2+} dihubungkan dengan elektroda hidrogen standar (EHS) yang memiliki $P_{H_2} = 1 \text{ atm}$ dan $[H^+] = 1 \text{ M}$ dan ditetapkan mempunyai potensial reduksi nol. Potensial reduksi : potensial sel yang dibaca pada voltmeter adalah $E^{\circ}_{sel} = 0,34 \text{ volt}$.

$$E^{\circ}_{sel} = E^{\circ}_{Cu} - E^{\circ}_{H_2}$$

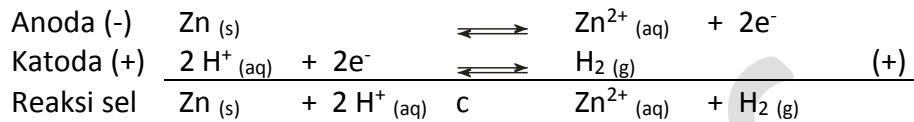
$$0,34 = E^{\circ}_{Cu} - 0$$

$$E^{\circ}_{Cu} = 0,34$$

Potensial reduksi setengah sel Cu/Cu²⁺ adalah = 0,34 volt. Reaksi yang terjadi dalam sel :



Bagaimana bila elektroda Zn/Zn²⁺ dihubungkan EHS? Reaksi spontan yang terjadi pada masing-masing setengah sel adalah :



Zn²⁺ lebih sulit untuk direduksi dibandingkan dengan H⁺. Harga potensial sel yang diukur adalah 0,76 volt.

$$E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{H}_2} - E^\circ_{\text{Zn}}$$

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

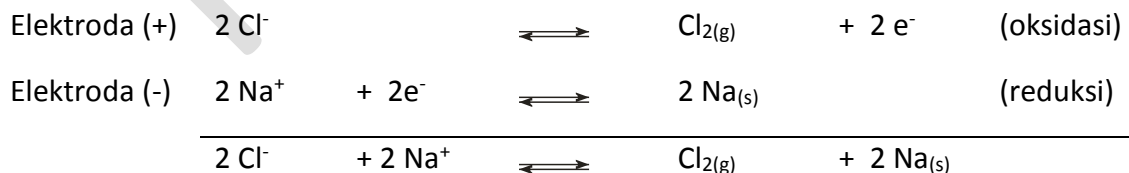
$$E^\circ_{\text{Zn}} = -0,76$$

Harga negatif potensial elektroda reduksi Zn menunjukkan bahwa Zn²⁺ lebih sulit untuk direduksi daripada H⁺.

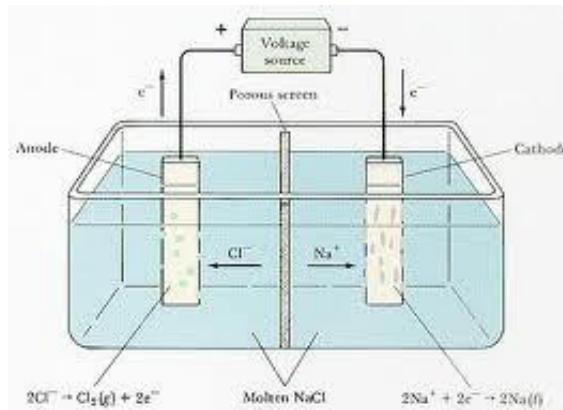
Dengan cara demikian dapat diukur potensial elektroda standar dan berbagai sistem elektroda. Potensial elektroda reduksi standar pada 25°.

ELEKTROLISIS

Reaksi-reaksi kimia yang berlangsung pada elektroda-elektroda selama penghantaran listrik itu merupakan bagian dari elektrolisis. Pada elektrolisis NaCl cair (dilelehkan), ion-ion Na⁺ bergerak menuju elektroda negatif dan ion-ion Cl⁻ bergerak menuju elektroda positif (Gambar 4.1). Reaksi-reaksi kimia yang berlangsung pada elektroda adalah :

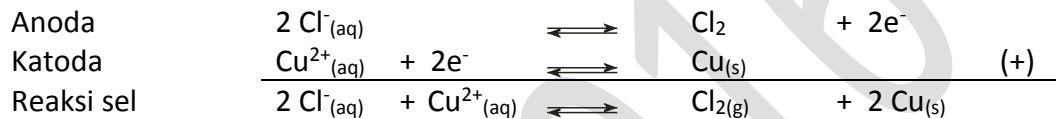


Pada katoda berlangsung reaksi reduksi dan pada anoda berlangsung reaksi oksidasi. Pada katoda terbentuk natrium dan pada anoda dihasilkan gas Cl₂.



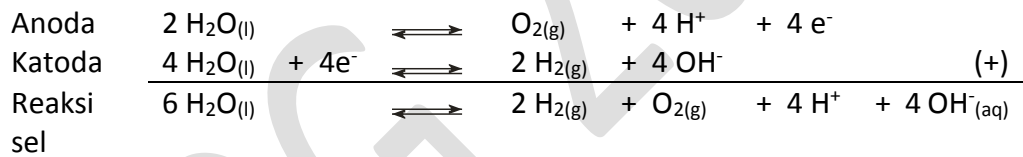
Gambar 5.2. Rangkaian Sel Elektrolisis

1. Elektrolisis larutan CuCl_2



2. Elektrolisis larutan Na_2SO_4

Ternyata bahwa pada anoda H_2O lebih mudah teroksidasi daripada SO_4^{2-} dan pada katoda H_2O lebih mudah tereduksi dari Na^+ sehingga reaksi yang terjadi adalah :



Penggunaan Elektrolisis dalam Praktek

Penggunaan elektrolisis dalam praktek banyak dilakukan untuk memperoleh berbagai zat kimia yang banyak diperlukan. Sebagai contoh hasil elektrolisis larutan atau cairan adalah : Cl_2 (g), Na, NaOH, logam murni berupa Al, Cu, Mg dan lain-lain. Penggunaan lain elektrolisis adalah pada pelapisan permukaan logam seperti besi dengan logam yang lebih mulia seperti Ni atau Cr (*electroplating*), untuk mencegah korosi, pelapisan emas atau perak juga dilakukan pada perhiasan.

E. HUKUM FARADAY

Secara empirik Faraday telah membuktikan hukum-hukum kuantitatif elektrolisis. Hukum Faraday mengatakan bahwa massa produk yang dihasilkan pada elektroda sebanding dengan jumlah listrik yang dipergunakan pada elektrolisis. Jumlah listrik yang

dialirkan melalui sel elektrolisis agar dapat mengalirkan 1 mol elektron dinyatakan sebagai satu Faraday (F).

Untuk elektrolisis dapat diturunkan hubungan massa zat yang terbentuk pada elektroda dan jumlah listrik yang telah dipergunakan.

$$W = a \frac{it}{F}$$

dengan : W = massa zat ; a = massa ekuivalen zat ; I = arus dalam ampere ; t = waktu dalam detik ; 1F = 96500 coulomb ; n = jumlah elektron

F. KESPONTANAN REAKSI REDOKS

Secara termodinamika kespontanan suatu reaksi kimia dapat dinyatakan dengan percobaan energi bebas yang harganya negatif :

$$\Delta G < 0$$

$$\Delta G = -nF E_{sel}$$

dalam keadaan standar : $\Delta G^\circ = -nF E^\circ_{sel}$

Untuk reaksi : $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$

n=2, F= 96500 dan $E^\circ_{sel} = +1,10$ Volt, maka

$$\Delta G^\circ = -2 \text{ Mol e} \times \frac{96500}{\text{Mol e}} \times \frac{(+1,10 \text{ J})}{C}$$

$$\Delta G^\circ = -212000 \text{ J}$$

Reaksi redoks berlangsung spontan.

G. PERSAMAAN NERNST

Untuk reaksi : $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

Berlaku hubungan :

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

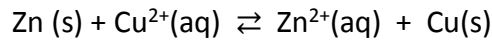
$$-n FE = -nFE^\circ + RT \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Persamaan Nernst adalah :

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Penggunaan reaksi Nernst untuk menghitung E_{sel} , atau potensial dari setengah reaksi E° :

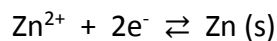


$$E_{sel} = E^{\circ}_{sel} - \frac{0,0592}{n} \ln \frac{[Zn]^{2+}}{[Cu]^{2+}}$$

$$E_{sel} = 1,10 - 0,296 \ln \frac{[Zn]^{2+}}{[Cu]^{2+}}$$

E_{sel} tergantung dari konsentrasi-konsentrasi ion pereaksi dan ion hasil reaksi.

Untuk setengah sel seperti :



$$\text{Berlaku } E_{Zn} = E^{\circ}_{Zn} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{1}{[Zn]^{2+}}$$

Disinipun harga E_{Zn} , tergantung dari konsentrasi ion Zn^{2+} .

H. BEBERAPA SEL GALVANI

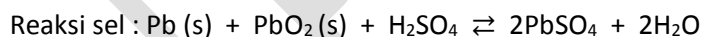
1. Set Kering (Sel Laclanche)

Zn : MnO_2 , NH_4Cl , $ZnCl_2$, pasta : C (grafit)



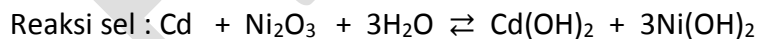
2. Reaksi Penyimpan Timbal (AKI)

Pb/ H_2SO_4 (Bj ± 1,30) / PbO



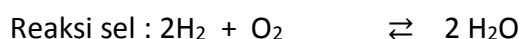
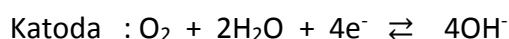
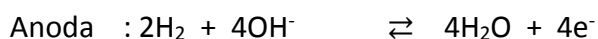
3. Sel Nikel Kadmium

Cd/KOH (20%) $Ni_2O_3 \cdot xH_2O$



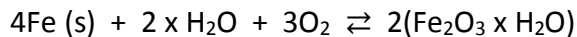
4. Sel Bahan Bakar

Sel terdiri dari anoda Ni dan katoda NiO_2 dengan larutan elektrolit KOH. Gas secara kontinue terdifusi bersentuhan dengan elektroda.



I. KOROSI

Korosi adalah istilah umum mengenai benda-benda logam yang berubah menjadi senyawa. Khusus untuk besi terkorosi dinamakan berkarat. Besi hanya dapat berkarat jika ada air dan oksigen/udara. Proses berkarat dipercepat dengan adanya asam, besi yang bercampur dengan logam yang lebih mulia dan adanya karat yang mempercepat korosi (auto katalisis). Proses berkaratnya besi adalah suatu reaksi oksidasi.



Besi dapat dilindungi dari proses korosi dengan cara :

1. Melapisi besi dengan logam Ni atau Cr
2. Melapisi besi dengan minyak atau gemuk
3. Mencat
4. Menggalvanisir atau melapisi besi dengan Zn
5. Proteksi katodik, yaitu dengan menghubungkan (misalkan pipa besi dengan logam Mg)

5.2 ANALISIS KUALITATIF DAN KUANTITATIF KIMIA UNSUR

Prinsip dasar analisis senyawa menggunakan spektrofotometri

Spektrometri adalah teknik yang digunakan untuk mengukur jumlah (konsentrasi) suatu zat berdasarkan spektroskopi. Instrument yang digunakan disebut spektrometer. Spektrofotometri juga merupakan tehnik pengukuran jumlah zat yang juga berdasar spektroskopi. Dalam analisis secara spektrofotometri terdapat tiga daerah panjang gelombang elektromagnetik yang digunakan, yaitu daerah UV (200 – 380 nm), daerah *visible* (380 – 700 nm), daerah inframerah (700 – 3000 nm) (Khopkar 1990). Alat yang digunakan dalam spektrofotometri disebut spektrofotometer. Alat ini termasuk ke dalam jenis fotometer, suatu alat untuk mengukur intensitas cahaya. Spektrofotometer dapat mengukur intensitas sebagai fungsi dari warna, atau secara lebih khusus, fungsi panjang gelombang.

Menurut Cairns (2009), spektrofotometer adalah alat untuk mengukur transmittan atau absorban suatu sampel sebagai fungsi panjang gelombang. Tiap media akan menyerap cahaya pada panjang gelombang tertentu tergantung pada senyawaan atau warna yang terbentuk. Absorbansi merupakan banyaknya cahaya atau energi yang diserap oleh partikel-partikel dalam larutan, sedangkan transmitansi merupakan bagian dari cahaya yang diteruskan melalui larutan. Hubungan absorbansi dengan transmitansi dapat dinyatakan dengan persamaan:

$$A = -\log T = \log P_0/P$$

ket:

A = absorbansi, T = transmitansi, P_0 = intensitas cahaya sebelum melewati larutan, P = intensitas cahaya sesudah melewati larutan

Contoh perhitungan untuk analisis sampel yang diukur pada panjang gelombang maksimum = 600 nm, diperoleh hasil pengukuran %T sebesar 54,1%, maka untuk menghitung Absorbansinya digunakan rumus :

$$A = -\log \%T = -\log 0.541 = 0.267$$

Atau sebaliknya jika yang diketahui Absorbansinya, maka kita bisa menghitung besarnya transmitansi.

Prinsip Dasar analisis sampel dengan spektrofotometer sinar tampak

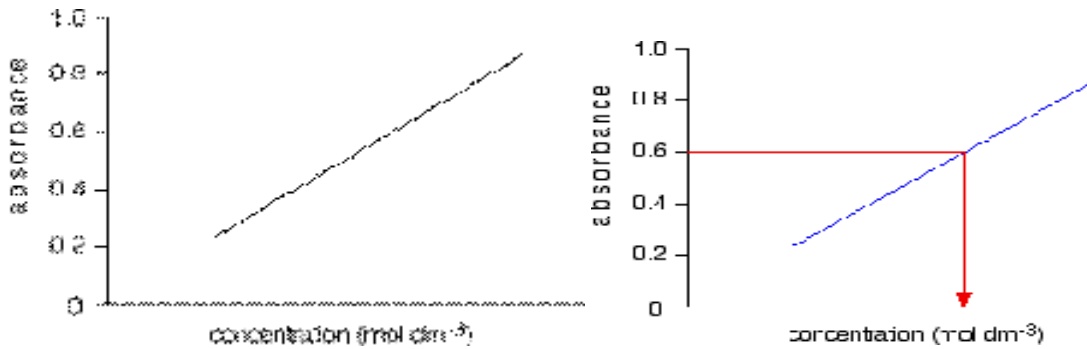
Zat yang dapat dianalisis menggunakan spektrofotometri sinar tampak adalah zat dalam bentuk larutan dan zat tersebut harus tampak berwarna, sehingga analisis yang didasarkan pada pembentukan larutan berwarna disebut juga metode kolorimetri. Jika tidak berwarna maka larutan tersebut harus dijadikan berwarna dengan cara memberi reagen tertentu yang spesifik. Dikatakan spesifik karena hanya bereaksi dengan spesi yang akan dianalisis. Reagen ini disebut *reagen pembentuk warna (chromogenik reagent)*. Sistem yang berwarna ini harus memenuhi Hukum Lambert-Beer.

Pengukuran konsentrasi cuplikan didasarkan pada hubungan antara absorbansi (A) terhadap konsentrasi (C) akan linear ($A \approx C$) apabila nilai absorbansi larutan antara 0,2-0,8 ($0,2 \leq A \leq 0,8$) atau sering disebut sebagai daerah berlakunya hukum Lambert-Beer.

Menentukan konsentrasi sampel dengan cara kurva kalibrasi

Konsentrasi sampel dalam suatu larutan dapat ditentukan dengan rumus yang diturunkan dari hukum Lambert-Beer ($A = a \cdot b \cdot c$ atau $A = \epsilon \cdot b \cdot c$). Cara lain yang dapat digunakan untuk menentukan konsentrasi suatu spesi yang ada dalam suatu larutan yakni dengan *cara kurva kalibrasi*. Cara ini sebenarnya masih tetap bertumpu pada hukum Lambert-Beer yakni **absorbansi berbanding lurus dengan konsentrasi**.

Untuk membuat kurva kalibrasi, dilakukan dengan cara menyiapkan sejumlah larutan standar dengan berbagai konsentrasi (misal 1 ppm, 5 ppm, 10 ppm, 15 ppm). Absorbans larutan standart ini diukur kemudian dibuat grafik A versus C. [Hukum Lambert Beer](#) terpenuhi, jika grafik berbentuk garis lurus yang melalui titik nol. Kurva hubungan antara absorbansi versus konsentrasi dapat dilihat pada Gambar 5.3



Gambar 5.3 Kurva hubungan absorbansi vs konsentrasi

Setelah itu ukur absorbansi larutan yang belum diketahui konsentrasinya. Setelah diperoleh absorbansinya, masukan nilai tersebut pada grafik tersebut. Misalkan absorbansi yang diperoleh 0,6. Maka jika ditarik garis lurus konsentrasi sampel akan sama dengan konsentrasi larutan standar 10 ppm.

Prinsip Dasar analisis dengan Spektrofotometer Serapan Atom (AAS)

Spektrometri Serapan Atom (SSA) adalah suatu alat yang digunakan pada metode analisis untuk penentuan unsur-unsur logam dan metalloid yang pengukurannya berdasarkan penyerapan cahaya dengan panjang gelombang tertentu oleh atom logam dalam keadaan bebas. Metode AAS berprinsip pada absorpsi cahaya oleh atom, atom-atom menyerap cahaya tersebut pada panjang gelombang tertentu, tergantung pada sifat unsurnya. Misalkan Natrium menyerap pada 589 nm, uranium pada 358,5 nm sedangkan kalium pada 766,5 nm. Penentuan konsentrasi sampel hampir sama dengan penentuan menggunakan spektrofotometer sinar tampak, Hukum Lambert-Beer berlaku, namun larutan sampel tidak harus berwarna.

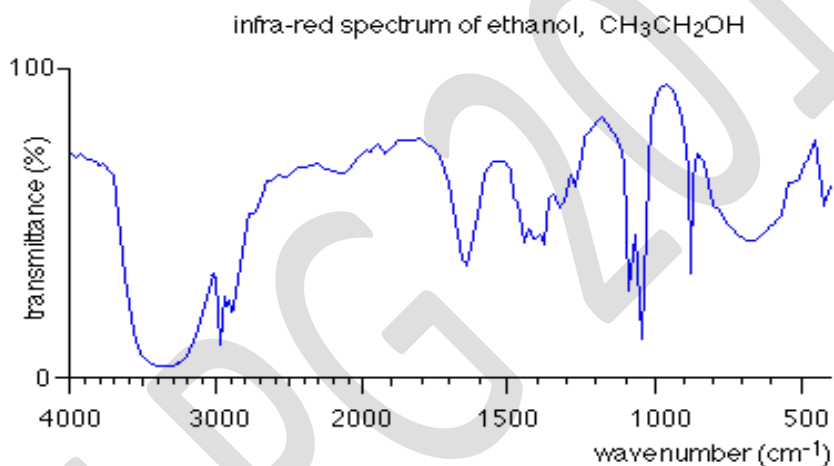
Prinsip Dasar analisis menggunakan Spektrofotometer Infra Red

Salah satu jenis spektroskopi adalah spektroskopi infra merah (IR). Spektroskopi ini didasarkan pada vibrasi suatu molekul. Spektroskopi inframerah merupakan suatu metode yang mengamati interaksi molekul dengan radiasi elektromagnetik yang berada pada daerah panjang gelombang 0.75 - 1.000 μm atau pada bilangan gelombang 13.000 - 10 cm^{-1} .

Prinsip kerja spektrofotometer infra merah adalah sama dengan spektrofotometer yang lainnya yakni interaksi energi dengan suatu materi. Spektroskopi inframerah berfokus pada radiasi elektromagnetik pada rentang frekuensi 400-4000 cm^{-1} , di mana cm^{-1} yang dikenal sebagai *wavenumber* ($1/\text{wavelength}$), yang merupakan ukuran unit untuk frekuensi. Untuk menghasilkan spektrum inframerah, radiasi yang mengandung semua

frekuensi di wilayah IR dilewatkan melalui sampel. Frekuensi yang diserap muncul sebagai penurunan sinyal yang terdeteksi. Spektroskopi inframerah sangat berguna untuk analisis kualitatif (identifikasi) dari senyawa organik karena spektrum yang unik yang dihasilkan oleh setiap organik zat dengan puncak struktural yang sesuai dengan fitur yang berbeda. Selain itu, masing-masing gugus fungsional menyerap sinar inframerah pada frekuensi yang unik. Sebagai contoh, sebuah gugus karbonil, C = O, selalu menyerap sinar inframerah pada 1670-1780 cm^{-1} , pita absorpsi O-H yang lebar pada 3300-2500 cm^{-1} , pita ikatan tunggal C-O dekat 1100 – 1300 cm^{-1} , pita karbonil dekat 1725 – 1700 cm^{-1} , Pita C=O karbonil terlihat sekitar 1725 – 1705 cm^{-1} .

Contoh spektra etanol, tampak ikatan O-H pada alkohol menyerap pada bilangan gelombang yang lebih tinggi daripada ikatan O-H pada asam – antara 3230 – 3550 cm^{-1} . Absorpsi yang disebabkan oleh ikatan C – H berada di bawah 3000 cm^{-1} .



Prinsip dasar analisis menggunakan Spektroskopi Massa

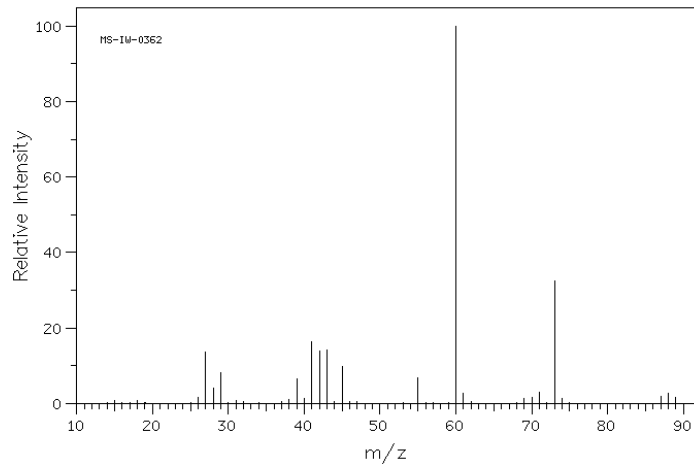
Spektrometer ini digunakan untuk :

1. menentukan massa molekul relatif (mr) suatu senyawa organik
2. meramalkan rumus molekul suatu senyawa berdasarkan % intensitas peak $m+1$ dan $m+2$
3. meramalkan struktur molekul suatu zat berdasarkan pola fragmentasinya

Contoh pola fragmentasi setiap golongan senyawa organik

Asam Karboksilat

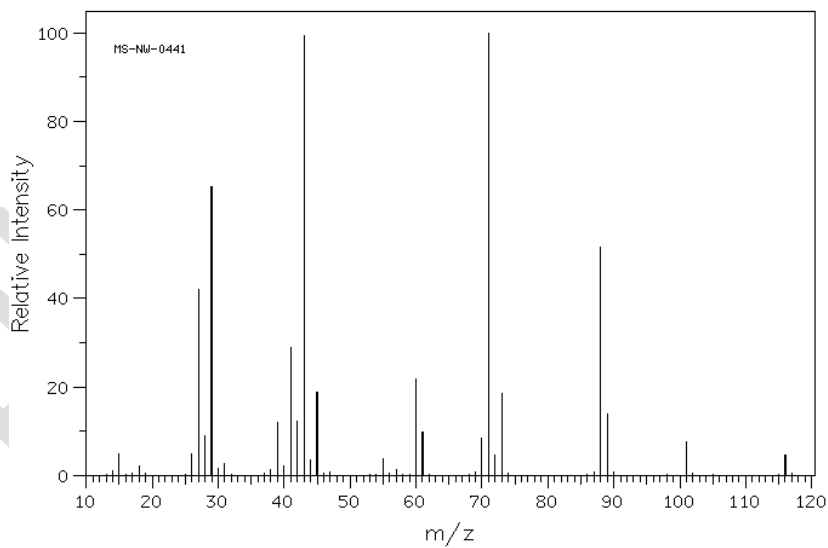
Spektra massa asam butanoat dibawah ini menunjukkan puncak ion molekuler yang lemah pada m/z 88. Sementara puncak pada m/z 71, 45, dan 43 merupakan hasil pemecahan α . Penataan ulang McLafferty juga terjadi pada asam butanoat dengan munculnya puncak pada m/z 60 dengan intensitas tertinggi.



Gambar 5.4 Spektra massa asam butanoat

Ester

Pola fragmentasi ester serupa dengan asam karboksilat. Selain pemecahan α , penataan ulang McLafferty lazim terjadi pada ester. Etil butanoat menunjukkan puncak ion molekuler dengan intensitas lemah pada m/z 116. Pemecahan α akan menghasilkan puncak-puncak pada m/z 43, 45, 71 dan 73. Sementara penataan ulang McLafferty menghasilkan puncak pada m/z 88.



Gambar 5.6 Spektra massa etilbutanoat

Tabel . Daftar Potensial Reduksi pada 25 °C Standar

Reduction Half-Reaction	E°, V
$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0.956
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0.800
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0.771
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	+0.695
$\text{I}_2(\text{s}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq})$	+0.535
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0.340
$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{SO}_2(\text{g})$	+0.17
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0.154
$\text{S}(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{g})$	+0.14
$2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0.125
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0.137
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0.440
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0.763
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1.676
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2.356
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2.713
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ca}(\text{s})$	-2.84
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{K}(\text{s})$	-2.924
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3.040
Basic solution	
$\text{O}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	+1.246
$\text{OCl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	+0.890
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4 \text{e}^- \longrightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$	+0.401
$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	-0.828