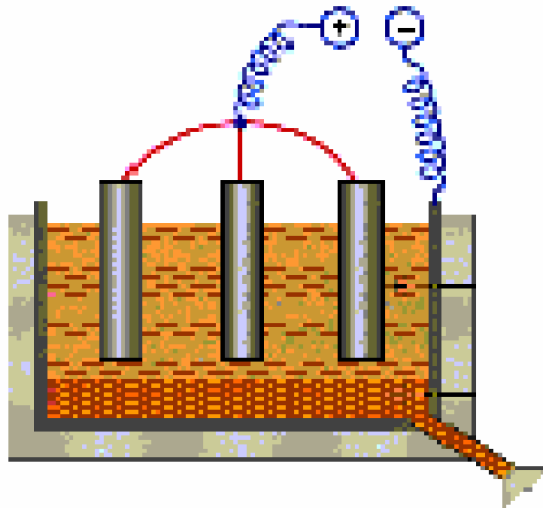




REDOKS DAN ELEKTROKIMIA



KIM/IND-II

**BAGIAN PROYEK PENGEMBANGAN KURIKULUM
DIREKTORAT PENDIDIKAN MENENGAH KEJURUAN
DIREKTORAT JENDERAL PENDIDIKAN DASAR DAN MENENGAH
DEPARTEMEN PENDIDIKAN NASIONAL
JAKARTA
2004**

KATA PENGANTAR

Pendidikan Menengah Kejuruan sebagai penyedia tenaga kerja terampil tingkat menengah dituntut harus mampu membekali tamatan dengan kualifikasi keahlian standar serta memiliki sikap dan prilaku yang sesuai dengan tuntutan dunia kerja. Sejalan dengan itu maka dilakukan berbagai perubahan mendasar di dalam penyelenggaraan pendidikan kejuruan. Salah satu perubahan tersebut adalah penerapan Sistem Pendidikan dan Pelatihan Berbasis Kompetensi.

Dalam rangka mengimplementasikan kebijakan tersebut, maka dirancang kurikulum yang didasarkan pada jenis pekerjaan dan uraian pekerjaan yang dilakukan oleh seorang analis dan teknisi kimia di dunia kerja. Berdasarkan hal itu disusun kompetensi yang harus dikuasai dan selanjutnya dijabarkan ke dalam deskripsi program pembelajaran dan materi ajar yang diperlukan yang disusun ke dalam paket-paket pembelajaran berupa modul.

Modul-modul yang disusun untuk tingkat II di SMK program keahlian Kimia Analisis dan Kimia Industri berjumlah tujuh belas modul yang semuanya merupakan paket materi ajar yang harus dikuasai peserta didik untuk memperoleh sertifikat sebagai **Operator**. Judul-judul modul dapat dilihat pada peta bahan ajar yang dilampirkan pada setiap modul.

BANDUNG, DESEMBER 2003

TIM KONSULTAN KIMIA

FPTK UPI

DAFTAR ISI MODUL

halaman

HALAMAN DEPAN (COVER1)	
HALAMAN DALAM (COVER 2)	
KATA PENGANTAR	i
DAFTAR ISI	ii
PETA KEDUDUKAN MODUL	iv
PERISTILAHAN/GLOSARIUM.....	
I. PENDAHULUAN	
A. Deskripsi	1
B. Prasyarat	2
C. Petunjuk Penggunaan Modul	2
D. Tujuan Akhir	3
E. Kompetensi	5
F. Cek Kemampuan	5
II. PEMBELAJARAN	
A. Rencana Belajar Siswa	7
B. Kegiatan Belajar	
1. Kegiatan Belajar 1	
a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran 1.....	7
b. Uraian Materi 1	8
c. Rangkuman 1	18
d. Tugas 1	19
e. Tes Formatif 1	20
f. Kunci Jawaban Formatif 1	22
g. Lembar Kerja 1	15
2. Kegiatan Belajar 2	
a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran 2	25
b. Uraian Materi 2	25
c. Rangkuman 2	35

d. Tugas 2	38
e. Tes Formatif 2	40
f. Kunci Jawaban Formatif 2	36
g. Lembar Kerja 2	35
3. Kegiatan Belajar 3	
a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran 3	41
b. Uraian Materi 3.....	41
c. Rangkuman 3	48
d. Tugas 3	48
e. Tes Formatif 3	40
f. Kunci Jawaban Formatif 3	50
g. Lembar Kerja 3	53
III EVALUASI	54
Kunci Jawaban.....	57
IV PENUTUP	61
DAFTAR PUSTAKA	62

Glossary

- Reduksi : Penerimaan/ penangkapan elektron oleh suatu zat
Turunnya bilangan oksidasi suatu zat
- Oksidasi : Lepasnya elektron dari suatu zat
Naiknya bilangan oksidasi suatu zat
- Bilangan Oksidasi : Jumlah muatan suatu atom dalam molekul jika elektron-elektron dipindahkan sempurna, dalam arah ditunjukkan oleh perbedaan keelektronegatifan.
- Sel Volta : Sel yang menggunakan prinsip energi kimia diubah menjadi energi listrik
- Anoda : Kompartemen pada elektrolisis/ elektrokimia yang mengalami oksidasi
- Katoda : Kompartemen pada elektrolisis/ elektrokimia yang mengalami Reduksi
- Elektrolisis : Peristiwa kimia sebagai akibat adanya arus listrik

I PENDAHULUAN

A. Deskripsi

Modul ini berjudul *Redoks dan Elektrokimia*. Materi pelajaran meliputi Reaksi reduksi oksidasi dengan melibatkan oksigen, reaksi reduksi oksidasi dengan melibatkan elektron, bilangan oksidasi, penyetaraan persamaan reaksi redoks berdasarkan setengah reaksi dan perubahan bilangan oksidasi.

Untuk mempermudah dan memperoleh pemahaman yang memadai dalam mempelajari modul ini, disarankan anda terlebih dahulu mempelajari dan memahami modul sebelumnya seperti : (1) Modul struktur atom, (2) Sistem periodik, dan (3) Modul Ikatan kimia

Beberapa kemampuan (*competencies*) dan kinerja (*performance*) yang harus dicapai setelah anda mempelajari modul ini adalah sebagai berikut :

Kemampuan dan Kinerja yang harus dicapai		
Pengetahuan	Keterampilan	Sikap
<ul style="list-style-type: none">• Menjelaskan pengertian oksidasi dan reduksi yang melibatkan oksigen• Menganalisis reaksi redoks yang melibatkan oksigen	<ul style="list-style-type: none">• Mengeksperimenkan reaksi redoks yang melibatkan oksigen• Menghitung spesi yang terlibat dalam reaksi redoks yang melibatkan oksigen secara stoikiometri	<ul style="list-style-type: none">• Mau berpartisipasi dalam menunjukkan reaksi redoks yang melibatkan oksigen dengan sungguh-sungguh, cermat, dan hati-hati
<ul style="list-style-type: none">• Menjelaskan pengertian oksidasi dan reduksi dengan melibatkan elektron• Menganalisis reaksi redoks yang melibatkan elektron	<ul style="list-style-type: none">• Mengeksperimenkan reaksi redoks yang melibatkan elektron• Menghitung spesi yang terlibat dalam reaksi redoks yang melibatkan elektron	Mau berpartisipasi dalam menunjukkan reaksi redoks yang melibatkan elektron dengan sungguh-sungguh, cermat, dan hati-hati
<ul style="list-style-type: none">○ Menjelaskan cara menyetarakan persamaan reaksi redoks○ Menerapkan konsep bilangan oksidasi untuk menyetarakan reaksi redoks• Mengevaluasi cara	<ul style="list-style-type: none">○ Menyetarakan reaksi redoks atas dasar eksperimen yang dilakukan	<ul style="list-style-type: none">○ Mau berpartisipasi dalam eksperimen yang melibatkan reaksi redoks dengan sungguh-sungguh, cermat, dan hati-hati

penyetaraan reaksi redoks yang efektif		
--	--	--

B. Prasyarat

Untuk menguasai secara optimal kemampuan yang dituntut dari Modul Redoks dan Elektrokimia ini, dipersyaratkan anda menguasai :

- (1) Modul struktur atom
- (2) Modul sistem periodik
- (3) Modul ikatan kimia

Kemampuan khusus yang harus anda tekuni dan latih secara intensif dari modul-modul yang dipersyaratkan tersebut adalah :

- (1) Terampil menyetarakan persamaan reaksi bukan redoks
- (2) Terampil menyelesaikan konfigurasi elektron

C. Petunjuk Penggunaan Modul

Modul ini dirancang sebagai bahan untuk melangsungkan pembelajaran maupun kerja mandiri. Untuk meningkatkan proses dan hasil belajar, maka pada bagian ini diberikan panduan belajar bagi siswa dan panduan mengajar bagi guru.

1. Panduan belajar bagi siswa

- a. Bacalah dengan cepat keseluruhan modul ini (*skimming*)
- b. Buatlah diagram yang berisikan materi utama yang dibicarakan dalam modul ini berikut aktifitas yang diminta. Beri kotak segi empat untuk setiap materi/konsep utama yang dibicarakan. Tiap kotak diberi nomor urut untuk memudahkan penelusuran isi konsepnya.
- c. Siapkan kertas kosong HVS berukuran 10 x 10 cm (lebih baik lagi kertas lipat berwarna yang banyak dijual di toko buku). Tuliskan nomor dan makna atau isi konsep sesuai yang tercantum dalam diagram.
- d. Pahami isi masing-masing konsep yang tertera pada diagram.
- e. Diskusikan dengan guru dan teman-teman tentang konsep-konsep yang belum anda difahami hingga mendapat kejelasan
- f. Jawablah semua soal-soal yang menguji penguasaan konsep, kemudian periksa hasilnya dengan kunci jawaban yang disediakan. Pelajari kembali apabila

penguasaan kurang dari 80%. Ingat ! Kunci jawaban hanya di gunakan setelah anda mengerjakan soal, dan hanya digunakan untuk mengetahui pemahaman nyata anda.

- g. Ikuti semua percobaan yang melibatkan reaksi redoks dengan seksama. Latihlah keterampilan-keterampilan dasarnya.

2. Panduan Mengajar bagi Guru

- Sebelum pembelajaran dengan modul ini dilangsungkan, terlebih dahulu dipersiapkan OHT (*Overhead Transparencies*) yang memuat struktur materi/konsep utama dalam bentuk diagram. Transparansikan contoh-contoh reaksi redoks yang melibatkan oksigen dan reaksi redoks yang melibatkan elektron; tabel aturan bilangan oksidasi, dan contoh penyetaraan reaksi redoks.
- Tugaskan pada kelompok siswa untuk membaca isi modul, dan diskusikan hal-hal yang belum difahaminya.
- Kelompokan siswa menjadi beberapa kelompok, beri tugas untuk melakukan eksperimen, dan bimbing dengan baik pelaksanaannya.
- Evaluasi kemampuan siswa dalam aspek kognitif, psikomotor, dan afektif yang dinyatakan dalam modul. Bagi siswa yang belum mencapai penguasaan minimal 80% disuruh untuk mempelajari kembali secara mandiri di rumahnya. Penilaian psikomotor dan afektif hendaknya menggunakan lembar observasi yang dicontohkan pada modul atau alternatif pengembangannya.

D. Tujuan Akhir

Tujuan akhir yang harus dicapai setelah menyelesaikan modul ini tertuang pada tabel sebagai berikut :

Kinerja yang diharapkan	Kriteria keberhasilan	Kondisi/variabel yang diberikan
Terampil (P) dan aktif berpartisipasi (A) dalam menganalisis reaksi redoks yang melibatkan oksigen (K)	<ul style="list-style-type: none"> Konsep dasar reaksi redoks yang melibatkan oksigen dikuasai minimal 80% Menentukan reaksi redoks dengan tepat 	<ul style="list-style-type: none"> Peralatan dan bahan untuk memverifikasi reaksi redoks dengan melibatkan oksigen
Terampil (P) dan aktif berpartisipasi (A) dalam menganalisis reaksi redoks yang melibatkan elektron (K)	<ul style="list-style-type: none"> Konsep dasar reaksi redoks yang melibatkan elektron dikuasai minimal 80% Menentukan reaksi 	<ul style="list-style-type: none"> Peralatan dan bahan untuk memverifikasi reaksi redoks dengan melibatkan elektron

	redoks dengan tepat	
Terampil (P) dan aktif berpartisipasi (A) dalam menyetarakan reaksi redoks (K)	<ul style="list-style-type: none"> Konsep dasar penyetaraan reaksi redoks dikuasai minimal 80% Menyetarakan reaksi redoks dengan benar 	<ul style="list-style-type: none"> Peralatan dan bahan untuk memverifikasi penyetaraan reaksi redoks
Terampil (P) dan aktif berpartisipasi (A) dalam menuliskan diagram sel (K)	<ul style="list-style-type: none"> Konsep dasar elektrokimia 	<ul style="list-style-type: none"> Peralatan sel elektrokimia

K = Kognitif

P = Psikomotor

A = Afektif

E. Kompetensi

Kompetensi yang akan dicapai dalam Modul ini mencakup aspek-aspek berikut

MATA DIKLAT : Menganalisis bahan secara kualitatif

KODE : H

WAKTU : 20 Jam

Sub Kompetensi	Kriteria Unjuk Kerja	Lingkup Belajar	Materi Pokok Pembelajaran		
			Sikap	Pengetahuan	Keterampilan
1	2	3	4	5	6
H.4 Menentu-kan reaksi redoks	1. Menganalisis reaksi redoks yang melibatkan oksigen	Reaksi redoks yang melibatkan oksigen	Kritis dan teliti dalam menentukan reaksi redoks yang melibatkan oksigen	Menganalisis reaksi redoks	Memverifikasi adanya reaksi redoks dengan melibatkan oksigen
	2. Menganalisis reaksi redoks yang melibatkan elektron	Reaksi redoks yang melibatkan elektron	Kritis dan teliti dalam menentukan reaksi redoks yang melibatkan elektron	Menganalisis reaksi redoks	Memverifikasi adanya reaksi redoks dengan melibatkan elektron
	3. Menyetarakan persamaan reaksi redoks berdasarkan setengah reaksi dan perubahan bilangan oksidasi	Penyetaraan reaksi redoks	Cermat dan teliti dalam menyetarakan persamaan reaksi redoks	Menyetarakan reaksi redoks dengan lengkap	Memverifikasi stoikiometri reaksi redoks
		Elektrokimia	Cermat dan teliti dalam membaca diagram sel	Prinsip Kerja Sel Volta	

F. Cek Kemampuan

Berikut ini merupakan lembar pengecekan kemampuan anda terhadap isi materi yang akan dicapai pada modul. Lembar isian tersebut harus dipandang sebagai alat evaluasi diri, olehkarena itu harus diisi dengan sejujurnya, dan apabila sebagian besar pertanyaan sudah anda kuasai, maka anda dapat mengerjakan soal atau minta pengujian praktek pada guru.

Berikan tanda cek (V) pada tingkat penguasaan sesuai yang anda

No.	Aspek yang harus dikuasai	Tingkat Penguasaan		
		Baik	Sedang	Kurang
1	Pemahaman anda tentang reaksi oksidasi yang melibatkan oksigen			
2	Pemahaman anda tentang reaksi reduksi yang melibatkan oksigen			
3	Keterampilan anda dalam memverifikasi reaksi reduksi oksidasi yang melibatkan oksigen			
4	Pemahaman anda tentang reaksi oksidasi yang melibatkan elektron			
5	Pemahaman anda tentang reaksi reduksi yang melibatkan elektron			
6	Keterampilan anda dalam memverifikasi reaksi reduksi oksidasi yang melibatkan elektron			
7	Pemahaman anda tentang bilangan oksidasi			
8	Pemahaman anda tentang cara menyetarakan reaksi redoks berdasarkan cara setengah reaksi			
9	Pemahaman anda tentang cara menyetarakan reaksi redoks berdasarkan cara perubahan oksidasi			
10	Keterampilan anda dalam menyetarakan persamaan reaksi redoks			
11	Keterampilan anda dalam memverifikasi penyetaraan reaksi redoks berdasarkan eksperimen			
12	Pemahaman anda tentang elektrokimia			
13	Pemahaman anda tentang menuliskan diagram sel			
14	Keterampilan anda dalam membaca diagram sel			
15	Pemahaman anda tentang elektrolisis			
16	Keterampilan anda dalam melakukan elektrolisis			

BAB II PEMBELAJARAN

A. Rencana Belajar Peserta Diklat

Tabel berikut merupakan rambu-rambu rencana pembelajaran dengan menggunakan Modul ini. Rambu-rambu ini bersifat fleksibel dan dapat dimodifikasi sesuai dengan kondisi sekolah.

Jenis Kegiatan	Tanggal	Waktu	Tempat Belajar	Perubahan dan Alasan	Tanda tangan Guru
KBM-1 •Perkembangan Reaksi Redoks •Penyetaraan persamaan reaksi redoks		10 jam 10 jam			
KBM-2 •Konsep elektrokimia •Proses elektrokimia		4 jam 20 jam			
KBM-3 • Konsep elektrolisis • Proses elektrolisis		10 jam 20 jam			

B. Kegiatan Belajar

Tujuan Kegiatan Pembelajaran 1

Setelah mempelajari uraian materi pada kegiatan belajar I ini, anda diharapkan dapat :

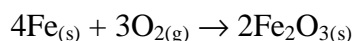
1. Menjelaskan pengertian oksidasi dan reduksi yang melibatkan oksigen
2. Menganalisis reaksi redoks yang melibatkan oksigen
3. Menjelaskan pengertian oksidasi dan reduksi yang melibatkan elektron
4. Menganalisis redoks yang melibatkan elektron
5. Menjelaskan cara menyetarakan reaksi redoks
6. Menyetarakan reaksi redoks

B. Uraian Materi 1

1. Perkembangan Reaksi Reduksi-Oksidasi

Oksigen bereaksi dengan sebagian besar unsur-unsur untuk membentuk senyawa-senyawa oksida. Dan sejak oksigen ditemukan, istilah oksigen selalu dihubungkan dengan reaksi-reaksi antara unsur dengan oksigen. Contohnya Mg mudah bereaksi/bersenyawa dengan oksigen. Hal ini disebabkan karena permukaan luar dari logam ini sangat mudah teroksidasi untuk membentuk lapisan magnesium oksida (MgO). Besi juga dapat teroksidasi dengan perlahan-lahan di udara dan membentuk karat besi, yang tersusun menjadi Fe_2O_3 , juga telah diketahui sejak zaman logam bahwa zat ini kini disebut oksida besi yang dapat diuraikan atau direduksi untuk menjadi logam bebas. Sehingga untuk mendapatkan kembali logam dari oksidanya disebut sebagai reduksi.

Dalam istilah modern, oksidasi dan reduksi memberikan pengertian yang khas, yang dapat kita lihat jika kita menganalisa apa yang terjadi ketika logam misalnya besi dioksidasi dan oksidanya tereduksi. Oksida besi (Fe_2O_3) merupakan senyawa ionik, yang terdiri dari Fe^{3+} dan O^{2-} , jika besi bereaksi dengan oksigen. Persamaan reaksinya sebagai berikut :



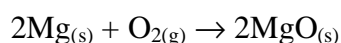
Mula-mula besi merupakan atom yang netral yang melepaskan elektron menjadi ion Fe^{3+} , ketika oksidanya direduksi untuk menghasilkan logam besi, reaksi yang sebaliknya terjadi, sehingga ion Fe^{3+} harus menangkap elektron untuk menjadi atom Fe. Proses melepaskan dan menangkap elektron yang terjadi dalam reaksi-reaksi yang sejenis, dikenal sebagai istilah oksidasi dan reduksi.

Oksidasi adalah lepasnya elektron dari suatu zat.

Reduksi adalah penerimaan/penangkapan elektron oleh suatu zat.

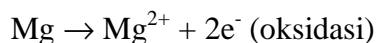
Reaksi-reaksi yang melibatkan oksidasi dan reduksi disebut **reaksi reduksi-oksidasi** singkatnya **reaksi redoks**.

Kini kita telah memiliki definisi, mari kita lihat suatu reaksi untuk menerapkan istilah-istilah tersebut. Perhatikan reaksi di bawah ini :



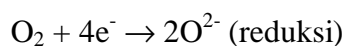
Hasil reaksi (MgO) merupakan senyawa ionik dan mengandung ion Mg^{2+} dan O^{2-} , yang terbentuk dengan adanya perpindahan elektron dari Mg ke Oksigen. Kita bisa menganalisa perpindahan elektron ini dengan melihat pelepasan dan penangkapan

elektron oleh masing-masing atom secara terpisah. Jika kita menggunakan lambang e^- untuk melambangkan sebuah elektron, penglepasan elektron dari Mg dapat kita tulis,



Perubahan ini dapat diidentifikasi sebagai proses oksidasi karena Mg kehilangan elektron.

Untuk oksigen pada reaksi ini, dapat kita tulis,



Kali ini perubahannya dinamakan reduksi karena oksigen menangkap elektron, sehingga dalam reaksi ini Mg teroksidasi dan oksigen tereduksi. Untuk reaksi ini dan reaksi redoks lainnya, keduanya terjadi secara serempak. Kita tidak akan pernah dapat menjumpai suatu senyawa yang melepas elektron tanpa adanya senyawa lain yang menangkap elektron itu. Kita mengetahui hal ini sebab elektron-elektron tidak pernah ditemukan sebagai pereaksi atau hasil reaksi saja, ini juga mengharuskan bahwa jumlah total elektron yang ditangkap persis sama dengan jumlah total elektron yang dilepaskan. Dalam reaksi Mg dengan O_2 , dua atom Mg melepaskan $4e^-$, sedangkan satu molekul O_2 menangkap $4e^-$.

Dua istilah yang sering kita gunakan dalam membahas reaksi redoks adalah **zat pengoksidasi dan zat pereduksi**. Zat pengoksidasi adalah senyawa yang menangkap elektron dari senyawa yang teroksidasi, sehingga menyebabkan oksidasi berlangsung. Yaitu apa yang dilakukan O_2 dalam reaksi antara Mg dan O_2 , O_2 menangkap elektron dari Mg dan menyebabkan Mg teroksidasi, sehingga O_2 adalah zat pengoksidasi. Perhatikan bahwa zat pengoksidasi (O_2) menjadi tereduksi dalam reaksi tersebut.

Zat pereduksi adalah senyawa yang memberikan elektron kepada senyawa lain, yaitu yang tereduksi, sehingga menyebabkan reduksi berlangsung. Yaitu apa yang Mg lakukan jika Mg bereaksi dengan O_2 , Mg memberikan elektron pada O_2 dan menyebabkan O_2 tereduksi. Perhatikan bahwa zat pereduksi (Mg) teroksidasi.

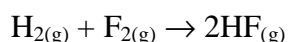
1. Bilangan Oksidasi

Definisi reduksi dan oksidasi antara lain “penangkapan” dan “penglepasan” elektron yang diterapkan pada pembentukan senyawa ionik seperti MgO. Tetapi untuk senyawa seperti HF yang bersifat setengah kovalen dan setengah ionik, bilangan oksidasi merujuk pada jumlah muatan suatu atom dalam molekul jika elektron-elektron dipindahkan sempurna, dalam arah yang ditunjukkan oleh perbedaan keelektronegatifan. Karena F lebih elektronegatif daripada H, maka F akan membawa satu muatan -1 . Jika elektron dipindahkan sempurna, sehingga bilangan oksidasi F dalam HF adalah -1 dan bilangan

oksidasi H adalah +1. Jadi, dikatakan seolah-olah elektron dipindahkan sempurna dari atom yang kurang elektronegatif pada atom yang lebih elektronegatif.

Dari penjelasan tadi, reaksi redoks dapat didefinisikan sebagai berikut :”suatu unsur dikatakan teroksidasi jika bilangan oksidasinya naik dalam suatu reaksi, dan suatu unsur dikatakan tereduksi jika bilangan oksidasinya turun dalam suatu reaksi”.

Hidrogen molekuler bereaksi dengan fluor molekuler membentuk Hidrogen Fluorida :



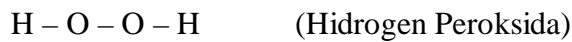
Bilangan oksidasi hidrogen naik dari nol dalam H_2 menjadi +1 dalam HF dan bilangan oksidasi fluor turun dari nol dalam F_2 menjadi -1 dalam HF. Jadi hidrogen merupakan unsur yang teroksidasi dan fluor merupakan unsur yang tereduksi dalam reaksi ini.

2. Penandaan Bilangan Oksidasi

Ada beberapa ketentuan umum untuk menentukan bilangan oksidasi unsur-unsur dalam senyawa :

- 1) Bilangan oksidasi suatu atom beberapa unsur dalam senyawa unsurnya (yaitu, bentuk yang tidak bersenyawa dengan atom unsur lain adalah nol, tanpa memperhatikan kompleknya molekul. Jadi tiap atom dalam H_2 , F_2 , Be, Li, Na, O_2 , P_4 dan S_8 memiliki bilangan oksidasi yang sama yaitu nol.
- 2) Untuk suatu ion yang terbentuk dari satu atom, bilangan oksidasinya sama dengan muatan pada ion. Jadi :
 - Ion K^+ bilangan oksidasinya +1
 - Ion Mg^{2+} bilangan oksidasinya +2
 - Ion F^- bilangan oksidasinya -1
 - Ion O^{2-} bilangan oksidasinya -2dan seterusnya.
- 3) Bilangan oksidasi oksigen dalam kebanyakan senyawa (seperti, H_2O dan CaO) adalah -2, tetapi ini berbeda dalam dua kasus berikut :
 - a. Dalam OF_2 , bilangan oksidasi O adalah +2, sebab fluor lebih elektronegatif daripada oksigen.
 - b. Dalam hidrogen peroksida (H_2O_2) dan ion peroksida (O_2^{2-}) bilangan oksidasi O adalah -1.

Hal ini dapat diketahui dengan melihat struktur lewis H_2O_2 :



Satu ikatan antara atom-atom yang identik dalam suatu molekul menyebabkan tidak terjadinya penyebaran bilangan oksidasi atom-atom, sebab pasangan elektron dari ikatan-ikatan itu telah merata (secara sama). Karena H memiliki bilangan oksidasi +1, tiap atom O dalam H_2O_2 memiliki bilangan oksidasi -1 . dalam ion superoksida (O_2^-) tiap atom O memiliki bilangan oksida $-\frac{1}{2}$.

- 4) Fluor memiliki satu bilangan oksidasi yaitu -1 dalam setiap senyawanya. Ini merupakan suatu konsekuensi dari fakta bahwa fluor keelektronegatifannya tertinggi dari semua unsur.
- 5) Bilangan oksidasi hidrogen adalah +1, kecuali apabila berikatan dengan unsur-unsur yang kurang elektronegatif daripada H. Sebagai contoh, dalam hibrida seperti LiH, NaH dan BaH_2 , bilangan oksidasinya -1 .
- 6) Dalam molekul netral, jumlah bilangan oksidasi dari semua atom haruslah nol. Dalam ion poliatomik, jumlah bilangan oksidasi dari semua unsur-unsur dalam ion harus sama dengan muatan ion. Sebagai contoh, dalam ion amonium (NH_4), bilangan oksidasi nitrogen adalah -3 dan bilangan oksidasi hidrogen +1. Jadi jumlah bilangan oksidasi NH_4^+ ialah $-3 + (4 \times 1) = +1$ yang sama dengan muatan ion.

3. Variasi Periodik Bilangan Oksidasi

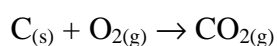
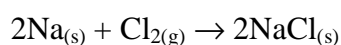
Gambar (12.1) menunjukkan bilangan oksidasi yang diketahui dari unsur-unsur yang lebih dikenal, disusun menurut letaknya dalam tabel keperiodikan. Penyusunan ini amat berguna sebab menunjukkan ciri-ciri yang sama dari bilangan oksidasi berikut :

- a. Unsur-unsur logam memiliki hanya bilangan oksidasi positif, sedangkan unsur-unsur non logam dapat memiliki bilangan oksidasi positif atau negatif.
- b. Bilangan oksidasi tertinggi suatu unsur tertentu dapat mempunyai bilangan oksidasi dalam tabel periodik, sebagai contoh : halogen dalam golongan VIIA, bilangan oksidasi tertingginya yang mungkin ialah +7, yang mana Cl dan I dalam beberapa senyawanya dipisahkan.
- c. Logam transisi, tidak seperti kebanyakan logam dari unsur-unsur tertentu, biasanya memiliki beberapa bilangan oksidasi pada baris pertama logam-logam transisi, sebagai contoh (Sc sampai Cu). Kita catat bahwa bilangan oksidasi maksimum naik dari +3 untuk Sc sampai +7 untuk Mn. Kemudian turun lagi dari Fe sampai Cu.

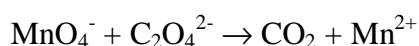
Penting untuk diingat bahwa bilangan oksidasi tidak mempunyai arti fisika kecuali dalam senyawa-senyawa ionik. Penandaan bilangan oksidasi +7 untuk Cl dalam Cl_2O_7 tidak berarti bahwa tiap-tiap Cl menanggung 7 muatan positif. Bilangan oksidasi sangat berguna dalam penamaan senyawa-senyawa, meramalkan sifat-sifat kimianya, dan dalam penyetaraan persamaan reaksi redoks (reaksi yang menunjukkan perubahan bilangan oksidasi).

4. Penyetaraan Reaksi Redoks

Reaksi-reaksi redoks yang sederhana dapat diselesaikan dengan cepat, sebagai contoh :



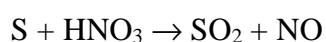
Pada reaksi-reaksi di atas tidak diperlukan suatu langkah penyetaraan yang khusus, namun untuk suatu reaksi yang cukup kompleks seperti reaksi antara :



Reaksi ini tidak bisa langsung disetarakan tanpa melalui suatu langkah-langkah tertentu. Agar reaksi ini dapat disetarakan, maka ada dua metoda khusus penyetaraan redoks yaitu **metoda bilangan oksidasi** dan **metoda ion elektron**.

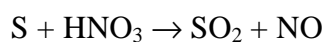
- **Metoda Bilangan Oksidasi**

Perhatikan reaksi berikut ini :



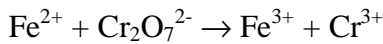
Untuk menyetarakan reaksi redoks di atas dengan metoda bilangan oksidasi, digunakan langkah-langkah penyetaraan berikut :

- a. Tuliskan rangka persamaan yang mengandung oksidator, reduktor dan produk, dalam hal ini reaksi di atas ditulis ulang.



- b. Tandai bilangan oksidasi pada atom tiap-tiap unsur dikedua sisi persamaan, dan tentukan mana unsur yang teroksidasi dan mana unsur yang tereduksi. Tentukan jumlah satuan yang naik dan turun dalam bilangan oksidasi untuk tiap unsur ini. Hati-hati memeriksa bilangan oksidasi tiap-tiap unsur pada kedua sisi persamaan, tunjukkan bahwa belerang adalah unsur yang teroksidasi dan nitrogen adalah unsur yang tereduksi. Secara ringkas dapat ditulis sebagai berikut :

Berikut ini dijelaskan tahap-tahap penyetaraan reaksi redoks beserta penerapannya, sebagai contoh diambil penyetaraan reaksi untuk :



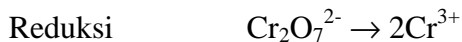
Langkah 1 :

Pecah persamaan reaksi di atas menjadi dua buah setengah reaksi, masing-masing setengah reaksi tersebut adalah :



Langkah 2 :

Setarakan jumlah atom selain H dan O pada tiap setengah reaksi.



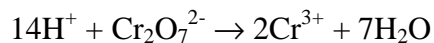
Langkah 3 :

Setarakan atom-atom dalam tiap-tiap setengah reaksi secara terpisah. Untuk reaksi dalam medium asam, tambahkan H_2O untuk mengimbangi atom O, dan H^+ untuk mengimbangi atom H. Untuk reaksi dalam suasana basa mula-mula setarakan atom-atom seperti pada suasana asam, kelebihan satu atom oksigen pada satu ruas harus diimbangi oleh satu molekul H_2O pada ruas yang sama dan 2OH^- pada ruas lawannya. Apabila hidrogen masih belum seimbang, tambahkan satu ion OH^- untuk tiap kelebihan satu hidrogen pada ruas yang sama dan satu molekul H_2O pada ruas lawannya.

Karena reaksi berlangsung dalam suasana asam, kita tambahkan 7 molekul H_2O pada sisi kanan untuk mengimbangi atom O,



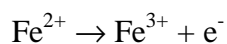
Untuk mengimbangi atom-atom H, tambahkan 14 ion H^+ pada sisi kiri,



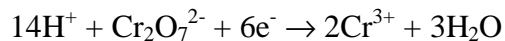
Langkah 4 :

Tambahkan elektron-elektron pada satu sisi dari tiap-tiap setengah reaksi untuk menyetarakan muatan, bila perlu samakan jumlah elektron dalam kedua setengah reaksi dengan mengalikan satu atau kedua setengah reaksi dengan mencocokkan koefisien,

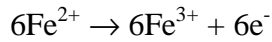
Setengah reaksi oksidasi



Pada setengah reaksi reduksi, terdapat 12 muatan positif di sisi kanan, maka harus ditambahkan 6 elektron pada sisi kiri,

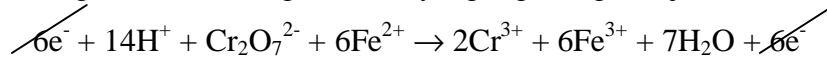


Untuk menyamakan jumlah elektron dalam kedua setengah reaksi, kita mengalikan setengah reaksi oksidasi dengan 6,

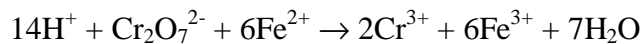


Langkah 5 :

Gabungkan dua setengah reaksi tadi, elektron-elektron pada kedua sisi mesti dihilangkan. Dua setengah reaksi yang digabung menjadi :



elektron pada kedua sisi dihilangkan sehingga reaksi lengkapnya adalah :



Langkah 6 :

Pastikan bahwa persamaan mengandung jumlah atom dan muatan yang sama pada kedua sisi persamaan. Pemeriksaan akhir menunjukkan bahwa persamaan akhir setara secara atomik dan elektronik.

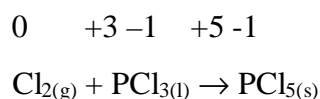
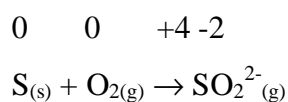
5. Macam-macam Reaksi Redoks

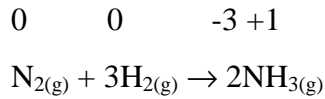
Terdapat lima macam tipe umum reaksi kimia; kombinasi (penggabungan), dekomposisi (penguraian), perpindahan/pertukaran, metatesis dan netralisasi asam basa. Sebagian dari reaksi-reaksi ini adalah reaksi redoks, dan sebagian lagi bukan redoks.

Pada reaksi metatesis dan netralisasi asam basa, kedua reaksi tersebut tidak melibatkan perubahan bilangan oksidasi. Jadi kedua reaksi tersebut bukan reaksi redoks. Akan tetapi pada reaksi kombinasi, penguraian, pertukaran/perpindahan, melibatkan perubahan bilangan oksidasi. Oleh karena itu reaksi kombinasi, penguraian dan pertukaran termasuk ke dalam reaksi redoks.

1) Reaksi Kombinasi

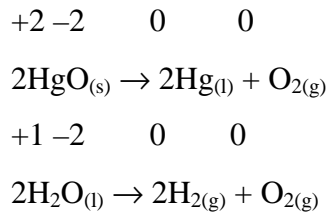
Reaksi kombinasi yang melibatkan satu atau lebih unsur-unsur bebas adalah reaksi redoks. Contoh reaksi ini adalah :



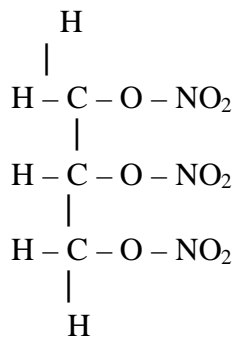


2) Reaksi Penguraian

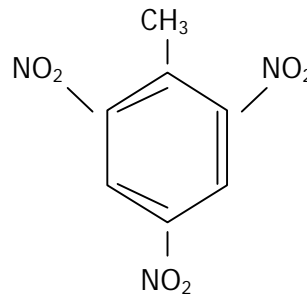
Reaksi penguraian yang menghasilkan satu atau lebih unsur bebas merupakan reaksi redoks. Sebagai contoh reaksi ini ialah :



Reaksi yang eksplosive juga termasuk reaksi redoks. Dua zat eksplosive yang dikenal ialah **Nitrogliserin** dan **Tri nitrotoluen (TNT)**

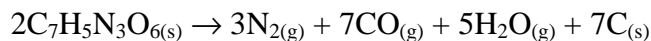


Nitrogliserin
(C₃H₅N₃O₆)



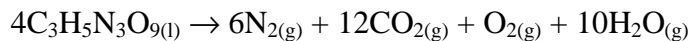
Trinitro toluen
(C₇H₅N₃O₆)

TNT merupakan zat padat, dan reaksi yang terjadi pada TNT ialah :



Untuk setiap dua mol TNT yang terurai menghasilkan 15 mol gas. Pembentukan gas ini berlangsung sangat cepat sehingga TNT merupakan zat yang sangat eksplosive.

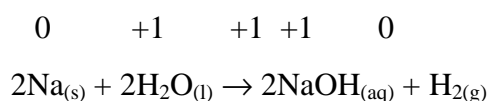
Nitrogliserin merupakan cairan pada suhu kamar, meledak sangat kuat. Reaksi yang terjadi adalah :

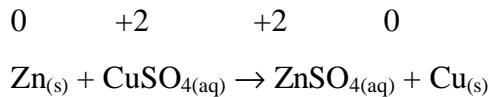
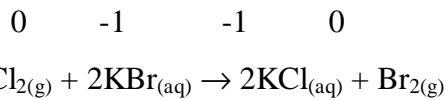
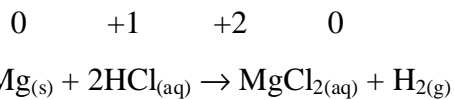


dari tiap empat mol Nitrogliserin yang bereaksi menghasilkan 29 mol gas.

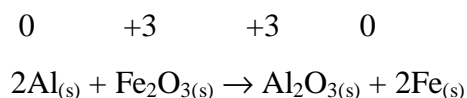
3) Reaksi Perpindahan/Pertukaran

Reaksi perpindahan yaitu reaksi dimana satu atom atau ion suatu unsur dipindahkan dari suatu senyawa oleh atom unsur lain. Reaksi ini termasuk reaksi redoks. Beberapa contoh reaksi pertukaran adalah :





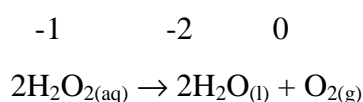
Satu dari reaksi pertukaran redoks yang paling dikenal ialah reaksi thermite yang melibatkan aluminium dan suatu oksida logam.



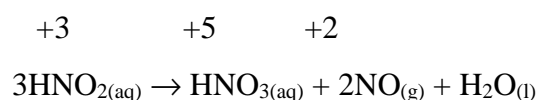
Karena Al_2O_3 memiliki harga entalpi pembentukan yang sangat negatif, maka reaksi ini melepaskan sejumlah besar energi panas.

6. Reaksi Disproporsionasi (Autoredoks)

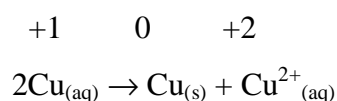
Dalam suatu reaksi disproporsionasi suatu unsur dalam satu tingkat oksidasi mengalami reaksi oksidasi dan reaksi reduksi sekaligus. Satu pereaksi dalam reaksi disproporsionasi selalu mengandung satu unsur yang dapat memiliki paling sedikit tiga tingkat oksidasi. Unsur pereaksi itu sendiri adalah satu dari keadaan ini, dan terdapat tingkat oksidasi lebih tinggi, dan lebih rendah pada unsur yang sama. Dekomposisi termal dari hidrogen peroksida adalah suatu contoh reaksi disproporsionasi.



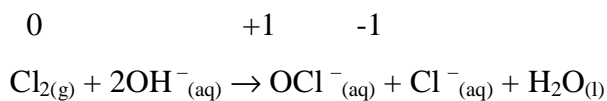
Pada senyawa peroksida, bilangan oksidasi dari oksigen adalah -1 . Dalam reaksi ini naik menjadi nol dalam O_2 dan turun menjadi -2 dalam H_2O . Contoh lain ialah dekomposisi termal asam bernitrat.



Contoh ketiga melibatkan ion tembaga (I). Ion ini tidak stabil dalam air dan terdisproporsionasi menghasilkan unsur Cu dan ion tembaga (II).



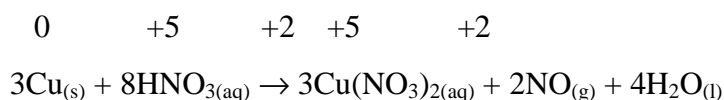
Suatu reaksi disproporsionasi yang terjadi dalam kehidupan sehari-hari ialah antara molekul klor dan larutan basa dingin.



Reaksi ini menggambarkan kerja pemutih rumah tangga, yaitu ion hipoklorit (OCl^{-}) yang mengoksidasi senyawa pengikat warna dalam noda menjadi senyawa tak berwarna.

7. Reaksi Redoks Misoellaneous

Banyak reaksi redoks yang tidak termasuk pada kelompok reaksi yang telah dibahas. Sebagai contoh, asam nitrat pekat ialah oksidator yang cukup kuat untuk mengoksidasi Cu menjadi Cu^{2+} seperti berikut :



C. Rangkuman 1

- Konsep reaksi reduksi-oksidasi mengalami perkembangan , yang bermula melibatkan oksigen sampai dengan yang melibatkan bilangan oksidasi.
- Pengertian oksidasi yang berhubungan dengan oksigen dapat dinyatakan sebagai peristiwa bertambahnya kandungan oksigen atau berkurangnya kandungan hidrogen, sedangkan reduksi adalah berkurangnya kandungan oksigen atau bertambahnya kandungan hidrogen.
- Pengertian oksidasi yang melibatkan elektron dapat dinyatakan sebagai proses pengeluaran elektron, sedangkan reduksi adalah proses penerimaan elektron.
- Konsep oksidasi-reduksi yang berhubungan dengan bilangan oksidasi, dapat dinyatakan bahwa oksidasi adalah peristiwa bertambahnya bilangan oksidasi suatu unsur sedangkan reduksi adalah peristiwa berkurangnya atau penurunan bilangan oksidasi suatu unsur.
- Untuk menyelesaikan persamaan reaksi redoks dalam larutan dapat dilakukan dengan dua cara, yaitu cara setengah reaksi dan cara bilangan oksidasi.

e. Tes Formatif 1

Jawablah pertanyaan berikut dengan melingkari huruf didepan jawaban yang dianggap benar !

- Perubahan bilangan oksidasi unsur nitrogen pada reaksi :
$$\text{CuS} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{S} + \text{NO}$$

Adalah
 - 3
 - +3
 - 2
 - +2
 - +5
- Unsur logam yang mempunyai bilangan oksidasi +5 terdapat pada ion
 - CrO_4^-
 - $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$
 - MnO_4^-
 - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
 - SbO_4^{3-}
- Pada reaksi redoks, $\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaI} \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$ yang berperan sebagai oksidator adalah
 - NaI
 - H_2SO_4
 - Mn^{+4}
 - I^-
 - MnO_2
- Bilangan oksidasi fosforus paling rendah terdapat pada senyawa
 - PH_4Br
 - POBr_3
 - PF_3
 - PCl_5
 - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- Pada reaksi $\text{Cl}_{2(\text{aq})} + 2\text{KOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{KCl}_{(\text{aq})} + \text{KClO}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}$. Bilangan oksidasi klorin berubah dari
 - 1 menjadi +1 dan 0
 - +1 menjadi - 1 dan 0
 - 0 menjadi - 1 dan - 2
 - 2 menjadi 0 dan +1
 - 0 menjadi - 1 dan +1
- Jumlah elektron yang terlibat dalam reaksi redoks : $3\text{As} + 5\text{NO}_3^- + 4\text{OH}^- + 5\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ adalah
 - 3
 - 5
 - 9
 - 12
 - 15

7. Bilangan oksidasi klorin dalam kalium klorat adalah
- 1
 - +1
 - +3
 - +5
 - +7
8. Diantara reaksi-reaksi di bawah ini yang termasuk redoks adalah
- $\text{SnCl}_2 + \text{I}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + 2\text{HI}$
 - $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$
 - $\text{Cu}_2\text{O} + \text{C} \rightarrow 2\text{Cu} + \text{CO}$
 - $\text{CuO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
9. Pada reaksi $2\text{CO} + 2\text{NO} \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{N}_2$, bilangan oksidasi N berubah dari
- +2 ke 0
 - +2 ke +1
 - +3 ke +1
 - +3 ke +2
 - +4 ke 0
10. Unsur yang dapat menunjukkan bilangan oksidasi paling positif dalam senyawa adalah
- Oksigen
 - Belerang
 - Nitrogen
 - Klorin
 - Karbon

f. Kunci Jawaban Formatif 1

- Jawaban : B
 NO_3^- , bilangan oksidasi N = +5
 NO , bilangan oksidasi N = +2
 Perubahan bilangan oksidasi N = 3 (berkurang tiga)
- Jawaban : E
 CrO_4^{2-} , bilangan oksidasi Cr = +6
 $\text{Fe}(\text{CN})_6^-$, bilangan oksidasi Fe = +3
 MnO_4^- , bilangan oksidasi Mn = +7
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, bilangan oksidasi Cr = +6
 SbO_4^{3-} , bilangan oksidasi Sb = +5
- Jawaban : E

Oksidator adalah zat yang mengalami reduksi, bilangan oksidasinya berkurang. MnO_2 berperan sebagai oksidator, sebab bilangan oksidasinya berkurang dari +4 (MnO_2) menjadi +2 ($MnSO_4$)

4. Jawaban : A

PH_4Br , bilangan oksidasi P = -3

$POBr_3$, bilangan oksidasi P = +5

PF_3 , bilangan oksidasi P = +3

PCl_5 , bilangan oksidasi P = +5

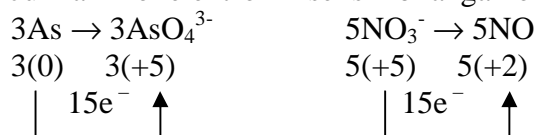
$Ca_3(PO_4)_2$, bilangan oksidasi P = +5

5. Jawaban : E

Bilangan oksidasi klorin pada Cl_2 , KCl dan $KClO_3$ berturut-turut adalah 0, -1, dan +1

6. Jawaban : E

Jumlah mol elektron = selisih bilangan oksidasi



7. Jawaban : D

Bilangan oksidasi klorin dalam kalium klorat $KClO_3$ adalah = +5

8. Jawaban : A

Pada reaksi redoks terjadi perubahan bilangan oksidasi.

9. Jawaban : A

Bilangan oksidasi nitrogen berubah dari +2 pada NO menjadi nol pada N_2

10. Jawaban : D

Ketentuan bilangan oksidasi unsur :

- Maksimum = nomor golongan
- Minimum = nomor golongan - 8 = 0 (untuk logam)

Klorin (golongan VIIA) mempunyai bilangan oksidasi paling maksimum

g. Lembar Kerja Siswa I

KONSEP REDUKSI – OKSIDASI

1. **Tujuan :** Menyelidiki perubahan-perubahan pada reaksi redoks

2. **Alat-alat :**

- Pipa U
- Elektroda karbon
- Kabel listrik kecil
- Multimeter (galuanometer atau ammeter)

- Tabung reaksi 2 buah

3. Bahan-bahan :

- Larutan besi (II) amonium sulfat
- Larutan kalium permanganat
- KCNS 0,1M
- H₂SO₄ 1M
- FeCl₃ 0,1M

4. Cara Kerja :

- 1) Masukkan larutan H₂SO₄ 1M kedalam tabung U sampai 21 cm di bawah ujung kedua kaki tabung U.
- 2) Dengan menggunakan pipet tetes tambahkan beberapa ml larutan kalium permanganat pada salah satu kaki tabung dan beberapa ml larutan besi (II) amonium sulfat pada kaki yang lain.
- 3) Tempatkan elektroda karbon di dalam masing-masing larutan pada kedua kaki tabung U hubungkan kedua elektroda itu dengan multimeter, ammeter atau galvanometer.
- 4) Amati apa yang terjadi selama lebih kurang satu menit dan catat pengamatanmu setelah itu putuskan hubungan elektroda dengan ammeter.
- 5) Uji perubahan yang mungkin telah terjadi pada kaki tabung U yang berisi larutan besi (II) amonium sulfat dengan menambahkan larutan kalium tiosianat beberapa tetes. Amati warna larutan dan sebagai pembanding sediakan 2 tabung reaksi, tabung pertama ditambahkan 2 ml larutan FeCl₃ dan tabung kedua ditambahkan beberapa tetes larutan kalium tiosianat.
- 6) Tafsirlah dan tariklah suatu kesimpulan dari hasil pengamatanmu dari hasil pengamatan yang ditulis dalam lembaran pengamatan.

5. Data Pengamatan :

Perubahan yang terjadi pada kaki tabung U yang berisi besi (II) amonium sulfat	Perubahan yang terjadi pada kaki tabung U yang berisi KMnO ₄
Perubahan warna larutan :	Perubahan warna larutan :
Perubahan warna larutan :	

.....	
Pembanding :	
1. Besi (II) klorida + KCNS → +	
..... (warna)	
2. Besi (III) klorida + KCNS → +	
..... (warna)	

Perubahan warna pada kaki tabung U yang berisi besi (II) klorida menunjukkan bahwa ion besi (II) telah berubah menjadi ion

Perubahan warna pada kaki tabung U yang berisi KMnO_4 menunjukkan ion MnO_4^- telah berubah menjadi ion

Jarum galvanometer/ammeter/multimeter ini menunjukkan petunjuk terjadinya

Kesimpulan :

Pada percobaan ini ion-ion pereaksi mengalami perubahan

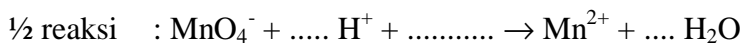
Perubahan dari ion-ion ini yang berlangsung melalui pelepasan dan pengambilan yang mengalir melalui kawat.

Setiap kaki tabung U adalah $\frac{1}{2}$ reaksi dan keduanya dihubungkan dengan yang diserahterimakan melalui kawat.

Persamaan reaksi : (dalam bentuk reaksi ion)



$\frac{1}{2}$ reaksi ini disebut



$\frac{1}{2}$ reaksi ini disebut

Jumlah kedua $\frac{1}{2}$ reaksi diatas,

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

6. Pertanyaan :

- 1) Apa sebabnya jarum ammeter/galvanometer/multimeter bergerak ?
- 2) Sesudah proses berjalan, penambahan KCNS pada kaki yang berisi besi (II) amonium sulfat menghasilkan warna yang sama dengan penambahan KCNS pada larutan besi (III) korida.
- 3) Mengapa warna larutan permanganat berubah ?
- 4) K arah mana gerakan elektron dalam kawat luar ?
- 5) Mengapa dalam reaksi dipergunakan asam sulfat encer dan bukan air ?
- 6) Mengapa elektron harus terlibat dalam reaksi dimana ion-ion pereaksinya mengalami perubahan ?
- 7) Definisikan mengenai reaksi redoks, oksidasi, reduksi !
- 8) Bagaimana kamu menulis persamaan reaksi $\frac{1}{2}$ reaksi oksidasi dan $\frac{1}{2}$ reduksi secara lengkap dan bagaimana cara menjumlahkannya ?
- 9) Apakah reaksi yang sama juga berlangsung, bila larutan KMnO_4 direaksikan langsung dengan besi (II) amonium sulfat ?

Selidiki sbb : 2 ml larutan KMnO_4 ditambahkan tetes demi tetes besi (II) amonium sulfat. Amati apa yang terjadi dan bandingkan dengan prosedur penyelidikan diatas.

2. Kegiatan Belajar 2

a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran 2

Melalui pembelajaran 2 ini, diharapkan anda mampu :

- 1) menjelaskan prinsip kerja sel volta
- 2) menuliskan persamaan reaksi pada anoda dan katoda
- 3) menuliskan diagram sel
- 4) membaca diagram sel

b. Uraian Materi 2

Elektrokimia

(Sel Galvani)

Suatu percobaan dilakukan oleh seorang ilmuwan Italia bernama Luigi Galvani. Ia melilit dua logam menjadi satu yaitu kawat besi dan kawat tembaga. Kemudian kedua ujung yang lainnya dikenakan pada kaki kodok. Kaki kodok tersebut bergerak. Peristiwa itu kemudian diberi istilah listrik hewan atau **“animal electricity”**. Percobaan Galvani ini ternyata merupakan asal mula ditemukan sel kering. Sel merkuri, accu dan sumber tenaga listrik sejenis lainnya. Percobaan Galvani ini kemudian diteruskan oleh Alessandro Volta. Sel-sel ini pada prinsipnya mengubah energi kimia menjadi energi listrik. Karena itu, sel listrik yang dihasilkan disebut sel galvanic atau sel Volta. Sel-sel penghasil energi listrik yang sekarang berada dalam tingkat pengembangan ini akan merupakan sumber penghasil tenaga yang sangat penting di kemudian hari untuk dapat menggantikan sumberdaya energi yang tidak dapat diperbaharui.

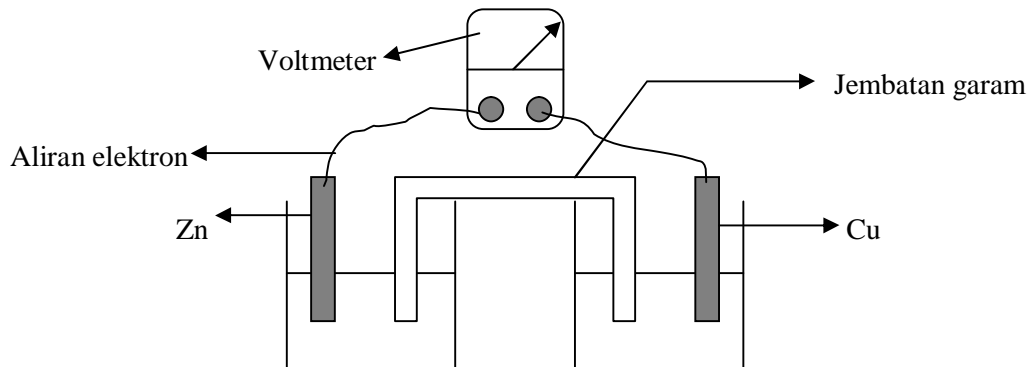
Sel Galvani atau sel Volta merupakan salah satu contoh dari sel yang menggunakan prinsip energi kimia diubah menjadi energi listrik. Dalam sebuah sel Galvani, suatu reaksi Oksidasi-Reduksi terjadi dalam kondisi tertentu sehingga arus listrik dapat dihasilkan dari sel tersebut. Reaktan-reaktan terpisah secara fisik untuk dapat mengontrol kecepatan dan keberadaan reaksi. Reaktan-reaktan itu berada dalam dua kompartemen, masing-masing mengandung sebuah elektroda dan suatu elektrolit. Elektroda-elektroda itu adalah konduktor listrik yang tidak bereaksi dengan larutan elektrolit yang ada dalam setiap kompartemen. Kedua elektroda itu dihubungkan dengan kawat konduktor sehingga elektron dapat mengalir dari elektroda satu ke elektroda lainnya. Ion-ion dapat berpindah dari kompartemen yang satu ke kompartemen lainnya melalui suatu elektrolit, yang mungkin mengandung ion-ion yaitu jembatan garam atau tidak mengandung ion-ion yaitu selaput semipermeabel.

Apabila sebuah logam dimasukkan kedalam air, logam tersebut mempunyai kecenderungan untuk melepaskan ionnya dan secara serentak membebaskan elektronnya kepada permukaan logam. Kecenderungan ini menyebabkan perbedaan potensial antara logam dengan larutannya, dan menghasilkan tegangan yang disebut potensial elektroda logam tertentu. Ketika ion-ion logam itu terbentuk, terjadi pengendapan logam dari ion-ion, dan bersamaan dengan itu kesetimbangan terjadi antara logam dan larutan dan perbedaan potensial lenyap.

Bila sebuah logam dimasukkan kedalam larutan yang mengandung ionnya dan kecenderungan ion untuk menjadi logam lebih besar daripada kecenderungan logam masuk kedalam larutan. Maka proses pengendapan logam akan terjadi sampai kesetimbangan

antara logam dan ion terjadi. Perbedaan potensial antara logam dan larutannya pada konsentrasi 1 molar disebut potensial elektroda standar dan diberi simbol E° .

Dalam reaksi redoks antara Zn dan larutan CuSO_4 , sebuah atom Zn melepaskan 2 elektronnya sedangkan ion Cu dalam tembaga sulfat menerima 2 elektron dan membentuk logam tembaga. Bila Zn dan larutan CuSO_4 dicampur, reaksi spontan terjadi dengan menghasilkan kalor. Sementara itu, apabila reaksi yang sama dilaksanakan dalam suatu sel elektrokimia maka energi listrik akan terjadi.

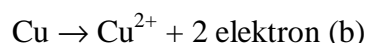
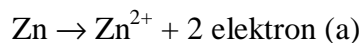


Gambar sel elektrokimia

Kompartemen sebelah kiri terdiri dari sebatang logam Zn yang disebut elektroda dimasukkan kedalam cairan yang disebut elektrolit. Elektrolit itu dapat terjadi dari larutan garam sulfat dalam air, misalnya K_2SO_4 . kompartemen sebelah kanan dari sel terdiri dari elektroda logam Cu yang dimasukkan kedalam elektrolit CuSO_4 . kedua larutan itu dihubungkan dengan dua cara. Elektrolit-elektrolit dihubungkan oleh sebuah jembatan, yang juga mengandung elektrolit (dalam hal ini kalium sulfat) sedangkan kawat konduktor menghubungkan kedua elektroda itu.

Cara kerja sel elektrokimia itu adalah sebagai berikut :

Dari teori yang telah dinyatakan di atas, Zn bila dimasukkan kedalam suatu larutan berkecenderungan untuk menjadi ionnya. Demikian pula Cu.



Percobaan menunjukkan bahwa bila susunan zat dan alat-alat dipasang seperti gambar di atas ternyata dapat diketahui dari amperemeter bahwa electron bergerak dari logam Zn ke logam Cu melalui kawat konduktor. Ini berarti bahwa Zn yang dimasukkan kedalam elektrolit berkecenderungan untuk memberikan ion Zn^{2+} kedalam larutan dan meninggalkan electron-electronnya pada permukaan Zn. Hal ini mengganggu kesetimbangan (a) kekanan.

Sedangkan pada kompartemen sebelah kanan, electron-elektron dari elektroda Zn tersebut mengganggu kesetimbangan (b) ke kiri sehingga Cu^{2+} menjadi logam Cu. Akibatnya larutan di kompartemen sebelah kiri menjadi bermuatan positif dan larutan di kompartemen sebelah kanan menjadi negatif. Melalui jembatan garam atau pemisah semi permeable ion SO_4^{2-} dapat bermigrasi dari kompartemen kanan ke kiri sehingga menetralkan kembali larutan. Demikian pula Zn^{2+} juga dapat bermigrasi dari kompartemen kiri ke kompartemen kanan sehingga menetralkan kembali larutan. Dengan netralnya larutan-larutan itu maka reaksi kimia dapat berlangsung terus dan listrik dapat dihasilkan secara berkesinambungan.

a. Anoda dan Katoda

Dalam elektrokimia sebagai prinsip yang harus kita pegang adalah bahwa pada anoda selalu terjadi reaksi oksidasi sedang pada katoda selalu terjadi reaksi reduksi.

Dalam sel Galvani seperti yang telah diuraikan terdahulu, oksidasi terjadi dalam kompartemen Zn sedangkan reduksi terjadi pada kompartemen Cu. Zn mempunyai kecenderungan yang lebih besar menjadi Zn^{2+} sehingga elektroda Zn bermuatan negatif. Pada katoda Cu, ion Cu^{2+} berkumpul pada elektroda Cu dan tereduksi menjadi Cu. Sehingga elektroda Cu bermuatan positif. Jadi pada sel Galvani, anoda bermuatan negatif dan katoda bermuatan positif.

b. Potensial Sel

Dalam sel Galvani, arus listrik terjadi sebagai hasil dari aliran electron dari elektroda negatif ke elektroda positif melalui kawat konduktor. Gaya dari gerak electron melalui kawat konduktor tersebut disebut Gaya Gerak Listrik atau Gaya Elektromotif yang diukur dengan satuan Volt (V). Apabila Gaya Elektromotif besarnya sama dengan 1 Volt berarti bahwa gerak electron sebesar 1 Coulomb (C) dapat melakukan gaya sebesar 1 Joule (J).

$$1 \text{ Volt} = \frac{1 \text{ Joule}}{1 \text{ Coulomb}}$$

$$1 \text{ Volt} = 1 \text{ Joule/Coulomb}$$

$$1 \text{ V} = 1 \text{ J/C}$$

Dari pengukuran besarnya perbedaan potensial dengan menggunakan Voltmeter pada sel Galvani yang menggunakan elektroda Zn dan Cu di atas yaitu dimana konsentrasi larutan-larutan tersebut = 1 Molar (1M) diperoleh perbedaan potensial elektroda = 1,10 Volt. Perbedaan potensial tersebut disebut potensial sel. Karena dilakukan pada suhu

25°C dan dengan konsentrasi larutan 1M maka disebut pula dengan Potensial Sel Standar atau dinyatakan dengan symbol E° sel.

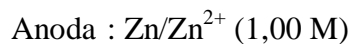
c. Diagram Sel

Dalam sel Galvani reaksi-reaksi dalam dua kompartemen menghasilkan energi listrik. Reaksi yang terjadi pada setiap kompartemen disebut dengan reaksi $\frac{1}{2}$ sel.

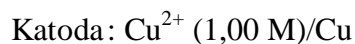
Untuk memberikan gambaran lengkap mengenai sel Galvani, beberapa informasi perlu diberikan :

- 1) Logam yang digunakan sebagai elektroda;
- 2) Keadaan larutan yang berhubungan dengan elektroda (termasuk konsentrasi ion dalam larutan);
- 3) $\frac{1}{2}$ sel yang mana yang anoda dan $\frac{1}{2}$ sel yang mana yang katoda;
- 4) Zat mana yang reaktan dan mana yang hasil reaksi.

Pada anoda terdapat elektroda Zn yang mengalami oksidasi $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e$ dan konsentrasi larutan = 1,00 Molar. Diagram $\frac{1}{2}$ sel ini ditulis sebagai berikut :



Pada katoda terdapat elektroda Cu yang mengalami reduksi $Cu + 2e \rightarrow Cu^{2+}$ dan konsentrasi larutan = 1,00 Molar. Diagram $\frac{1}{2}$ sel ini ditulis sebagai berikut :



Untuk menggambarkan sel Galvani secara lengkap digunakan sel diagram sebagai berikut :



Anoda selalu ditulis disebelah kiri dan katoda disebelah kanan. Tanda $||$ menunjukkan jembatan garam atau selaput semi permeable.

d. Potensial Elektroda Standar

Elektroda Zn mengalami oksidasi karena itu pada elektroda Zn terdapat potensial oksidasi (ditulis dengan simbol $E_{Zn/Zn}$) sedangkan elektroda Cu mengalami reduksi karena itu pada elektroda Cu terdapat potensial reduksi (ditulis dengan simbol $E_{Cu/Cu}$).

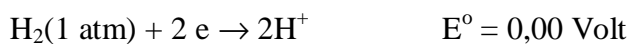
Mengingat reaksi pada setiap kompartemen disebut reaksi setengah sel maka potensial oksidasi atau potensial reduksi juga disebut sebagai potensial setengah sel.

Tetapi berapa sebenarnya potensial setengah sel masing-masing ? tidak ada orang yang tahu.

Untuk menentukan potensial elektroda setengah sel, para ahli menetapkan potensial elektroda standar H₂ pada suhu 25°C dengan tekanan gas Hidrogen sebesar 1 atm dan konsentrasi larutan 1 M yaitu = 0 Volt atau E^oH⁺/H₂ = 0. Dengan menggunakan patokan potensial elektroda standar H₂ itu maka ditetapkan potensial elektroda standar setengah sel.

Elektroda Hidrogen terdiri dari kawat platina dan sepotong lempeng platina yang ditutup oleh serbuk platina halus sebagai permukaan elektroda. Elektroda ini disimpan dalam tabung gelas sedemikian rupa sehingga gas hydrogen dapat dilalukan kedalamnya dengan tekanan sebesar 1 atm.

Platina sendiri tidak mengalami oksidasi maupun reduksi. Karena itu elektroda hydrogen disebut elektroda inert.

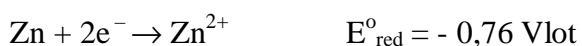


Potensial elektroda standar dari logam-logam ditentukan dengan menyusun sel Galvani Zn/Zn²⁺ (1 M) || H⁺ (1 M)/H₂ (1 atm) pada suhu 25°C. Dari pengamatan Voltmeter ternyata gaya elektromotifnya = +0,76 Volt.

Dilihat dari reaksinya elektroda Zn mengalami oksidasi, karena itu gaya elektromotifnya disebut potensial oksidasi.



Jika reaksi reduksi berlangsung, yaitu $\text{Zn} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ maka gaya gerak elektromotifnya disebut potensial reduksi. Besarnya potensial reduksi standar sama dengan besarnya potensial oksidasi standar hanya berlawanan tandanya, jadi :



e. Potensial Reduksi

Dalam sel Galvani selalu terdapat elektroda logam yang dimasukkan dalam suatu larutan garam. Ion-ion logam mengelilingi elektrodanya dan mempunyai kecenderungan untuk memperoleh electron-elektron. Dengan perkataan lain mereka ion-ion tersebut berkecenderungan untuk tereduksi. Karena itu para ahli berkecenderungan untuk menggunakan reaksi reduksi daripada reaksi oksidasi dalam menentukan potensial elektroda suatu sel. Dengan demikian para ahli bersepakat untuk menggunakan potensial reduksi suatu logam daripada potensial oksidasinya dalam penggunaan selanjutnya.

Potensial yang diukur dari sebuah sel diperoleh dari perbedaan potensial reduksi dari reaksi setengah selnya. Besarnya potensial sel standar sama dengan potensial reduksi

standar setengah sel yang mengalami reduksi dikurangi dengan potensial reduksi standar setengah sel yang mengalami oksidasi.

$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ} \frac{1}{2} \text{ sel tereduksi} = E^{\circ} \frac{1}{2} \text{ sel teroksidasi}$$

Untuk sel Galvani di atas :

$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ} \text{ Cu}^{2+}/\text{Cu} = E^{\circ} \text{ Zn}^{2+}/\text{Zn}$$

$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ} \text{ H}^+/\text{H}^{2+} = E^{\circ} \text{ Zn}/\text{Zn}$$

Bila elektroda-elektroda dalam sel Galvani adalah elektroda tembaga dan elektroda hydrogen. Ternyata tembaga akan teroksidasi dan ion hydrogen akan tereduksi. Jadi E°_{sel} sama dengan $E^{\circ} \text{ Cu}^{2+}/\text{Cu}$ dikurangi dengan $E^{\circ} \text{ H}_2/\text{H}^+$

$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ} \text{ Cu}^{2+}/\text{Cu} = E^{\circ} \text{ H}_2/\text{H}^+$$

Dari harga potensial sel ini dapat diramalkan apakah suatu reaksi dapat berlangsung secara spontan atau tidak. Apabila ternyata harga potensial sel positif maka reaksi dapat berlangsung spontan.

Daftar Potensial Elektroda Reduksi Standar

Dalam menggunakan potensial elektroda standar ini perlu diingat bahwa reaksi-reaksi berada dalam larutan dengan air sebagai pelarut.

f. Potensial Elektroda Standar dan Tetapan Kesetimbangan

Selain harga potensial sel, perubahan energi bebas Gibbs dapat dijadikan ukuran spontanitas suatu reaksi. Dengan demikian terdapat hubungan antara potensial sel dan perubahan energi bebas.

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

ΔG ialah perubahan energi bebas, n ialah jumlah mol electron yang dilepaskan dan diterima dalam reaksi redoks, F ialah tetapan Faraday yang besarnya = 96500 Coulomb/mol dan E ialah gaya elektromotif dari sel.

Bila reaksi berlangsung dalam satuan konsentrasi, untuk larutan konsentrasinya = 1 molar dan untuk gas tekanannya = 1 atmosfer dan suhu 25° C atau 298 Kelvin maka E adalah potensial sel standar atau $E^{\circ}_{(\text{sel})}$ dan G adalah energi bebas standar atau G° .

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

Mengingat 1 Volt-Faraday sama dengan 23,06 kilo kalori (kkal) maka perubahan energi bebas adalah sama dengan $- nE \times 23,06$ kkal.

$$\Delta G^{\circ} = -23,06 n E^{\circ}_{(\text{sel})} \text{ kkal}$$

Perubahan energi bebas dalam reaksi yang dipengaruhi oleh suhu dinyatakan dengan rumus :

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

Dalam system reaksi yang berada dalam keadaan kesetimbangan tidak terdapat perpindahan electron, karena itu $G = 0$ dan $Q = K$ (konstanta kesetimbangan)

Dengan demikian : $\Delta G^{\circ} = - RT \ln K$

$$\Delta G^{\circ} = -2,303 RT \log K$$

Untuk kesetimbangan larutan K adalah K_c sedangkan untuk kesetimbangan gas K adalah K_p .

Dengan demikian : $- n F E^{\circ} = -2,303 RT \log K$

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

(Ingat : faraday = 96500 Coulomb/mol e^{-} ; 1 Volt = 1 Joule/Coulomb) dengan mensubstitusikan $F = 96500$ Joule (Volt x mol e^{-}), $R = 8,317$ Joule/(mol e^{-} x Kelvin) dan $T = 298$ Kelvin, maka persamaan dapat disederhanakan menjadi :

$$E^{\circ} = \frac{0,0592\text{Volt}}{n} \log K$$

Sekarang marilah kita coba menghitung berapakah harga konstanta kesetimbangan reaksi $Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$.

Dari percobaan sel Galvani kita peroleh harga potensial sel = +1,10 Volt dan $n = 2$ (ingat dalam reaksi tersebut 2 elektron dilepaskan dan diterima).

$$1,10\text{Volt} = \frac{0,0592\text{Volt}}{2} \log K$$

$$K = 2 \times 10^{37}$$

Melihat besarnya harga konstanta kesetimbangan ini maka reaksi antara Zn dan $CuSO_4$ akan berlangsung secara spontan.

g. Pengaruh Konsentrasi Terhadap Sel Potensial

Penggunaan E° dari daftar, untuk sel :



Kita peroleh harga potensial sel atau $E^{\circ}_{sel} = +0,7991 - (+0,337) = +0,462$ Volt.

Persamaan reaksinya adalah sebagai berikut :



Harga E°_{sel} menunjukkan bahwa reaksi berlangsung secara spontan. Bila harga E°_{sel} negatif maka reaksi sebaliknya yang berlangsung secara spontan. Besarnya kalor yang dibebaskan dalam reaksi itu dapat dihitung sebagai berikut :

$$\begin{aligned}\Delta G^{\circ} \text{ untuk reaksi pada 298 Kelvin} &= - n \times 23,06 \times E^{\circ}_{sel} \text{ kkal} \\ &= - 2 \times 23,06 \times 0,462 \text{ kkal} \\ &= - 21,31 \text{ kkal}\end{aligned}$$

$n = 2$ berasal dari jumlah electron yang dilepaskan oleh 1 mol logam Cu menjadi 1 mol ion Cu^{2+} . Karena itu jumlah kalor yang dibebaskan tersebut berasal dari 1 mol logam Cu. Dengan demikian bila koefisien dikalikan dengan 3 mol Cu yang bereaksi dengan 6 mol Ag^+ maka jumlah kalor yang dibebaskan menjadi 3 kali lipat yaitu $3 \times -21,31$ kkal = - 63,93 kkal.

Perlu diperhatikan bahwa biarpun jumlah kalor yang dibebaskan 3 kali lipat, tetapi besarnya harga potensial selnya akan tetap yaitu 0,462 Volt.

Perhitungan potensial sel di atas berlaku bila konsentrasi larutan dalam anoda dan katoda berada dalam keadaan standar yaitu 1 Molar. Bagaimana menghitung potensial sel bila konsentrasi larutan tidak berada dalam keadaan standar ?

Untuk ini kita dapat menggunakan rumus :

$$E_{(sel)} = E^{\circ}_{(sel)} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[hasil]}{[reaktan]}$$

Dengan menggunakan rumus ini, kita dapat menentukan :

- Potensial sel
- Konsentrasi suatu larutan
- pH larutan

Contoh Soal :

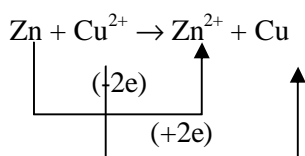
a. Penentuan Potensial Sel

Bila diagram sel suatu sel elektrokimia yang berlangsung pada suhu $25^{\circ}C$ adalah $Zn/Zn^{2+} (0,1 M) || Cu^{2+} (0,4 M)/Cu$ dan diketahui sel standar = +1,10 Volt.

Berapakah potensial sel dari sel tersebut ?

Jawaban :

Pertama tuliskan reaksi redoksnya :



Dari reaksi di atas dapat kita amati bahwa ada 2 elektron yang dilepaskan dan diterima.

Jadi $n = 2$

Dengan menggunakan rumus :

$$E_{(sel)} = E^o_{(sel)} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

diperoleh :

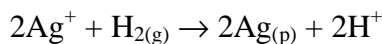
$$\begin{aligned} E_{(sel)} &= 1,10 - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[0,1]}{[0,4]} \\ &= 1,10 - (0,0296 \times - \log 4) \\ &= 1,10 - (0,0296 \times - 0,6020) \\ &= 1,10 + 0,0178192 \\ &= 1,12 \text{ (dibulatkan)} \end{aligned}$$

Jadi potensial sel = +1,12 Volt

b. Penentuan Konsentrasi Larutan

Untuk menentukan konsentrasi larutan $AgNO_3$, elektroda hydrogen standar dan elektroda Ag digunakan dalam sel Galvani. Keadaan sel menunjukkan $H_2(1 \text{ atm})/H^+(1 \text{ M}) \parallel Ag^+/Ag$ dan potensial sel yang dihasilkan ternyata = 0,77 Volt. Berapakah konsentrasi dari Ag^+ , bila potensial reduksi standar $Ag + 1e \rightarrow Ag^+$ pada tabel menunjukkan 0,7991 Volt ?

Jawaban :



$$E_{(sel)} = E^o_{(sel)} - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[H^+]^2}{[Ag^+]^2 x P_{H_2}}$$

mengingat : $E_{(sel)} = 0,77 \text{ Volt}$; $E^o_{(sel)} = 0,7991 \text{ Volt}$; $P_{H_2} = 1 \text{ atm}$; dan $[Ag^+]$ dimisalkan = $x \text{ mol/L}$, maka diperoleh :

$$0,77 \text{ Volt} = 0,7991 \text{ Volt} - \frac{0,0592 \text{ Volt}}{2} \log \frac{[1]}{[x]^2}$$

$$0,77 \text{ Volt} = 0,7991 \text{ Volt} + 0,0296 \text{ Volt} \times 2 \log x$$

$$- 0,0091 \text{ Volt} = 0,0592 \text{ Volt} \log x$$

$$\log x = - 0,1537 = 0,8463 - 1$$

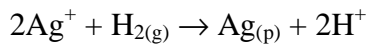
$$x = 0,7019$$

Jadi konsentrasi $\text{AgNO}_3 = 0,7019 \text{ mol/L}$

c. Penentuan pH Larutan

Dalam sel Galvani larutan yang akan ditentukan pH nya dimasukkan dalam kompartemen dimana terdapat elektroda hydrogen standar. Dalam kompartemen lainnya dimasukkan elektroda Ag dalam larutan perak nitrat 1 molar. Potensial sel pada suhu 25°C menunjukkan $+0,8 \text{ Volt}$. Berapakah pH larutan tersebut ?

Jawaban :



$$E_{(\text{sel})} = E^o_{(\text{sel})} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{Ag}^+]^2 \times P_{\text{H}_2}}$$

$$E^o_{(\text{sel})} = +0,8 \text{ Volt (lihat daftar : dibulatkan)}$$

$$E_{(\text{sel})} = E^o_{(\text{sel})} - \frac{0,0592}{2} \log [\text{H}^+]^2$$

$$0,92 \text{ V} = 0,8 \text{ V} - 0,0592 \log [\text{H}^+]$$

$$-\log [\text{H}^+] = \frac{(0,92 - 0,8)\text{Volt}}{0,0592\text{Volt}}$$

$$-\log [\text{H}^+] = 2,02$$

Jadi pH larutan = 2,02

d. Tugas :

- 2) Susunlah seperangkat alat seperti pada gambar !
- 3) Amati apa yang terjadi ? Berlangsungkan reaksi tersebut ?

Tentukan harga E_{sel} nya !

.....
.....
.....

- 4) Bila hubungan masing-masing setengah sel dengan voltmeter, ditukarkan (kabel dari Zn dihubungkan dengan kutub (+) voltmeter dan kabel dari Cu sebaliknya). Berlangsungkan reaksi tersebut, mengapa ?

.....

- 5) Dengan cara yang sama, tentukan E_{sel} nya untuk : sel Volta yang terdiri dari : Pb dengan Zn, Pb dengan Cu, Mg dengan Zn, Mg dengan OH, Fe dengan Zn, Fe dengan Cu. Logam mana yang bertindak sebagai kutub (+) dan kutub (-) untuk masing-masing sel, agar jarum voltmeter bergerak ke kanan. Isi tabel berikut ini :

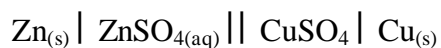
No	E_{sel} (Volt)	Kutub (+)	Kutub (-)
1			
2			
3			
4			
5			

- 6) Perhatikan gambar tadi, (dengan melihat arah aliran electron) logam mana yang mengalami oksidasi dan yang mengalami reduksi. Tuliskan reaksinya, berikut tanda kutubnya :

Oksidasi = di kutub

Reduksi = di kutub

- 7) Pada gambar sel volta tadi dapat pula ditulis dengan *notasi sel* :



Dimana garis rangkap (||) menunjukkan jembatan garam.

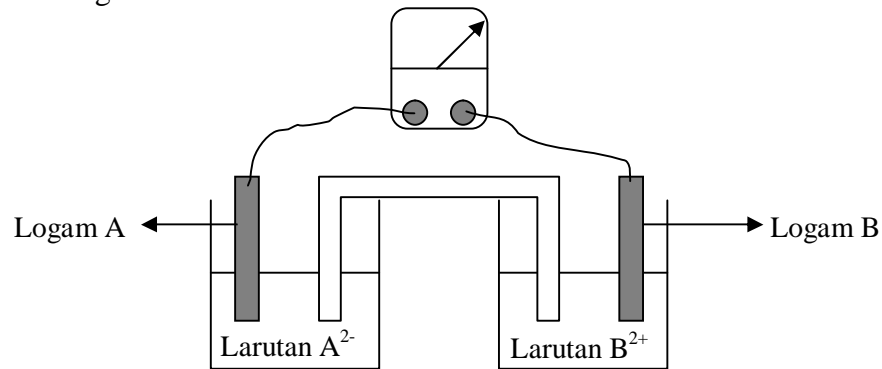
Tentukan notasi sel untuk beberapa sel volta pada nomor (4)

Notasi sel : 1.
 2.
 3.
 4.
 5.

- 8) Apa fungsi jembatan garam pada sel volta ?

.....

9) Perhatikan gambar berikut :



- i. Mana yang bertindak sebagai anoda dan katoda
- ii. Tunjukkan arah aliran electron pada kabel
- iii. Tuliskan reaksi setengah sel dan reaksi sel tersebut
- iv. Tuliskan dalam bentuk notasi sel

e. Lembar Kerja 2

SEL ELEKTROKIMIA

Tujuan :

- Menentukan arah aliran elektron dalam sel Volta/Galvani
- Menentukan katoda dan anoda dalam sel Volta/Galvani
- Menentukan tempat terjadinya oksidasi dan reduksi dalam sel Volta/Galvani

Alat-alat :

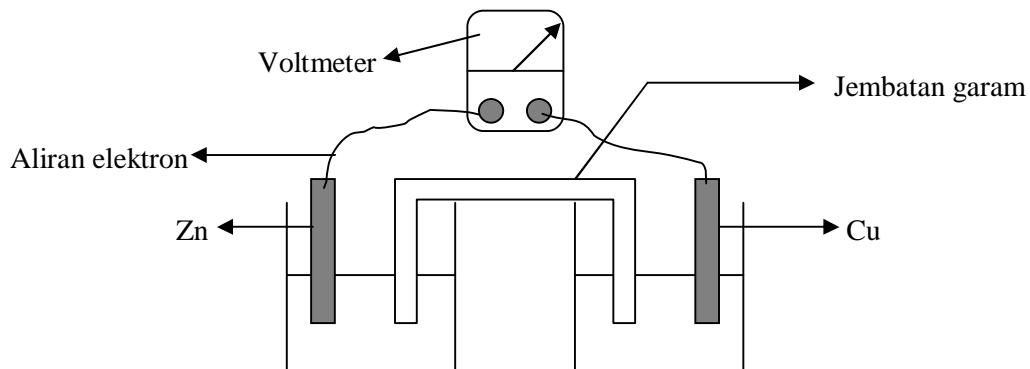
- Voltmeter
- Batang logam : Cu, Pb, Mg, Fe, Zn
- Gelas kimia 100 ml

Bahan-bahan :

- Larutan CuSO_4 1 M
- Larutan ZnSO_4 1 M
- Larutan MgSO_4 1 M
- Larutan FeSO_4 1 M
- Larutan PbCH_3COO 1 M

Cara Kerja :

Perhatikan gambar :

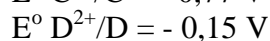
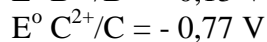
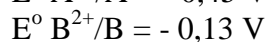
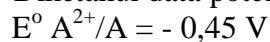


Catatan :

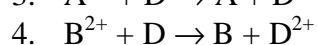
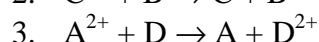
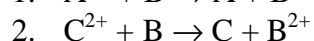
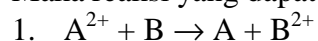
- 1) Besarnya harga terbaca dalam voltmeter disebut potensial sel (E) volt.
- 2) Bila pembacaan voltmeter (penyimpangan jarum) bergerak ke arah kanan dari nol, maka dikatakan reaksi berlangsung, $E_{\text{sel}} = (+)$
Bila bergerak ke arah kiri dari nol, maka dikatakan reaksi tidak berlangsung, $E_{\text{sel}} = (-)$
- 3) Dikotoda selalu berlangsung reduksi dan dianoda selalu berlangsung oksidasi.
- 4) Berdasarkan kemudahan suatu unsure mengalami reduksi maka dapat disusun suatu deret unsur-unsur yang makin ke kanan dari (H) makin mudah mengalami reduksi dan sebaliknya makin ke kiri makin sukar. Deret ini disebut *deret Volta*.

F. Tes Formatif 2

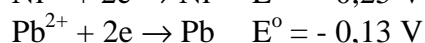
1. Diketahui data potensial reduksi standar sebagai berikut :



Maka reaksi yang dapat berlangsung dalam keadaan standar adalah



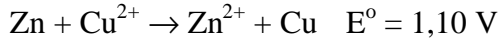
2. Diketahui :



Potensial standar sel volta yang terdiri dari elektroda Ni dan Pb adalah

- A. - 0,38 V
- B. - 0,12 V
- C. + 0,12 V
- D. + 0,25 V
- E. + 0,38 V

3. Jika diketahui :



Maka potensial standar reaksi, $\text{Zn} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Sn}$ adalah

- A. +1,44 V
- B. +1,24 V
- C. +0,96 V
- D. +0,76 V
- E. +0,62 V

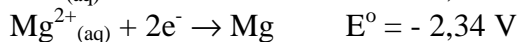
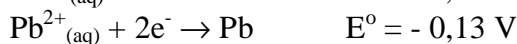
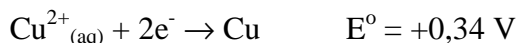
4. Dari data potensial elektroda standar berikut $\text{Cu}^{2+} + 2e^{-} \rightarrow \text{Cu}$, $E^{\circ} = 0,3 \text{ V}$ dan $\text{Ag}^{+} + e^{-} \rightarrow \text{Ag}$, $E^{\circ} = 0,80 \text{ V}$ maka reaksi : $\text{Cu}^{+} + 2\text{Ag}^{+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$ gemlike potensial sel

- A. 0,06 V
- B. 0,46 V
- C. 0,57 V
- D. 1,14 V
- E. 1,26 V

5. Dari data $E^{\circ} \text{Zn} = -0,76 \text{ volt}$, dapat dikatakan bahwa dalam keadaan standar

- A. Reaksi $\text{Zn}^{2+} + 2e^{-} \rightarrow \text{Zn}$ selalu tidak spontan
- B. Ion Zn^{2+} lebih mudah tereduksi daripada ion Zn^{2+}
- C. Ion H^{+} lebih mudah tereduksi daripada ion Zn^{2+}
- D. Zn mempunyai kecenderungan yang besar untuk larut sebagai ion Zn^{2+}
- E. H_2 adalah reduktor yang lebih kuat daripada Zn

6. Diketahui data :



Data tersebut memberikan informasi bahwa akan berlangsung reaksi berikut

- A. $\text{Cu} + \text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} \text{ (1 M)}$
- B. $\text{Pb} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} \text{ (1 M)}$
- C. $\text{Pb} + \text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} \text{ (1 M)}$
- D. $\text{Mg} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} \text{ (1 M)}$

7. Logam kadmium diletakkan dalam larutan CuSO_4 1,0 M pada suhu 25°C , $E^{\circ} \text{Cd}^{2+} | \text{Cd} = -0,40 \text{ V}$ dan $E^{\circ} \text{Cu}^{2+} | \text{Cu} = 0,34 \text{ V}$ yang benar adalah (E° = potensial standar)

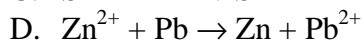
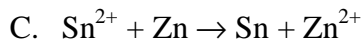
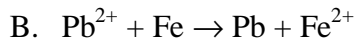
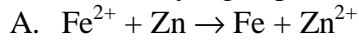
- A. Tidak terjadi reaksi antara Cd dan larutan CuSO_4
- B. Cd mereduksi ion Cu^{2+}
- C. Cu mereduksi ion Cd^{2+} yang terbentuk
- D. Ion Cu^{2+} mereduksi Cd

E. Cd mereduksi ion SO_4^{2-}

8. Berdasarkan data :



Maka reaksi yang dapat berlangsung dalam keadaan standar adalah



9. Serbuk Fe dan serbuk Pb dimasukkan kedalam suatu larutan yang mengandung Fe^{2+} dan Pb^{2+} dengan konsentrasi masing-masing 1,0 M. Dari data $E^\circ \text{Fe} = -0,44$ volt dan $E^\circ \text{Pb} = -0,13$ volt, maka akan terjadi reaksi

A. Yang menghasilkan Fe^{2+} dan Pb^{2+}

B. Yang menghasilkan Fe^{2+} dan Pb

C. Yang menghasilkan Fe dan Pb

D. Yang menghasilkan Fe dan Pb^{2+}

E. Pengendapan Fe dan Pb

10. Logam A dapat mendesak logam B dari larutannya, logam C dapat mendesak logam B dari larutannya, logam C tidak dapat mendesak logam A dari larutannya. Urutan potensial reduksi yang semakin negatif dari ketiga logam itu adalah

A. $A > B > C$

B. $A > C > B$

C. $C > B > A$

D. $B > C > A$

E. $C > A > B$

g.Kunci Jawaban Formatif 2

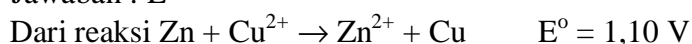
1. Jawaban : D

Reaksi redoks dapat berlangsung bila mempunyai $E^\circ_{(sel)} > 0$

2. Jawaban : C

$$E^\circ_{\text{reaksi}} = E^\circ_{\text{reduksi}} - E^\circ_{\text{oksidasi}} \\ = (-0,13) - (-0,25) = +0,12 \text{ V}$$

3. Jawaban : E



$$E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{red}} - E^\circ_{\text{oks}} \rightarrow E^\circ \text{Cu} - E^\circ \text{Zn}$$

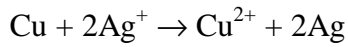
$$1,0 = 0,34 - E^\circ \text{Zn}$$

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



$$\begin{aligned}
 E^{\circ}_{\text{sel}} &= E^{\circ}_{\text{red}} - E^{\circ}_{\text{oks}} \\
 &= E^{\circ}_{\text{Sn}} - E^{\circ}_{\text{Zn}} \\
 &= -0,14 - (-0,76) = 0,62 \text{ volt}
 \end{aligned}$$

4. Jawaban : B



$$\begin{aligned}
 E^{\circ}_{\text{sel}} &= E^{\circ}_{\text{red}} - E^{\circ}_{\text{oks}} \\
 &= +0,80 - 0,34 \\
 &= +0,46 \text{ V}
 \end{aligned}$$

5. Jawaban : C

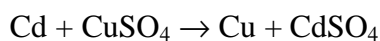
Nilai E° menyatakan kecenderungan suatu zat untuk mengalami reduksi relatif terhadap H^+ ($E^{\circ} = 0,00$ volt). Jika suatu zat mempunyai $E^{\circ} > 0$, maka zat tersebut lebih mudah direduksi daripada H^+ , sedangkan bila zat itu mempunyai $E^{\circ} < 0$, maka zat tersebut lebih sukar direduksi daripada H^+

6. Jawaban : C

Reaksi redoks berlangsung spontan bila reaksi tersebut mempunyai $E^{\circ}_{\text{sel}} > 0$

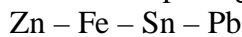
7. Jawaban : B

Cu^{2+} mengalami reduksi (karena gemlike E° lebih besar) dan sebaliknya Cd akan teroksidasi.



8. Jawaban : A

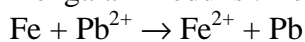
Posisi keempat logam dalam deret volta, ke kanan E° makin besar



Logam kiri dapat mereduksi ion logam kanan.

9. Jawaban : B

Oleh karena $E^{\circ}_{\text{Fe}} < E^{\circ}_{\text{Pb}}$, maka Fe cenderung mengalami oksidasi dan Pb^{2+} cenderung mengalami reduksi. Reaksi yang terjadi sebagai berikut :



10. Jawaban : D

Logam kiri dapat mereduksi ion logam kanan dalam deret volta.



Urutan dalam deret volta, A – C – B makin ke kanan potensial reduksi, E° makin besar urutan E° yang makin kecil : B – C – A

3. Kegiatan Belajar 3

a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran 3

Melalui pembelajaran 3 ini diharapkan anda dapat :

- 1) menjelaskan pengertian elektrolisis dan sel elektrolisis
- 2) menentukan reaksi yang terjadi pada anoda dan katoda pada sebuah sel elektrolisis

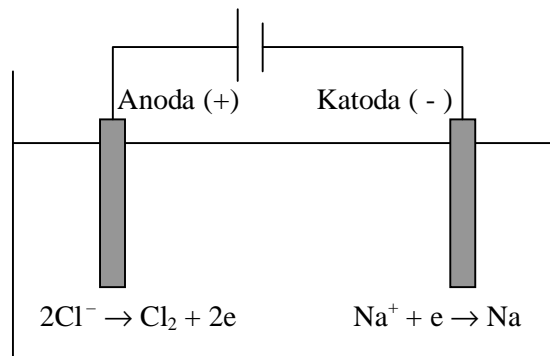
- 3) menuliskan persamaan reaksi yang terjadi pada suatu elektrolisis larutan
- 4) menjelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi elektrolisis larutan
- 5) menggunakan hukum faraday dalam perhitungan

b. Uraian Materi 3

ELEKTROLISIS

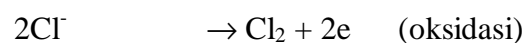
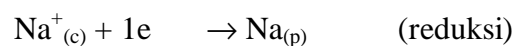
a. Pengertian elektrolisis dan sel elektrolisis

Sebelumnya telah diketahui bahwa larutan elektrolit dapat menghantarkan arus listrik. Sebenarnya apa yang terjadi dengan ion-ion larutan elektrolit tersebut dan elektron dari sumber arus listrik ? Coba perhatikan apa yang terjadi bila kedalam cairan NaCl dialirkan arus listrik !



Gambar : Listrik dialirkan kedalam cairan NaCl

Sesuai dengan kutub sumber arus listrik elektroda sebelah kiri bermuatan positif dan elektroda sebelah kanan bermuatan negatif. Dalam cairan NaCl terdapat ion Na^+ dan ion Cl^- . Akibat gaya tarik menarik elektrostatika maka ion Na^+ akan menempel pada elektroda negatif, mengambil elektron dan menjadi logam Na. Cl^- menuju ke elektroda positif melepaskan elektronnya dan menjadi unsur Cl_2 .



Peristiwa kimia sebagai akibat adanya arus listrik ini disebut elektrolisis. Sedangkan tempat berlangsungnya reaksi tersebut disebut sel elektrolisis. Sel elektrolisis pada dasarnya hampir sama dengan sel Galvani. Sel elektrolisis terdiri dari dua buah elektroda yang masing-masing dihubungkan dengan kutub-kutub sumber arus dan dimasukkan kedalam bejana yang berisi zat elektrolit.

b. Anoda dan Katoda

Dalam sel elektrolisis ini oksidasi terjadi pada elektroda sebelah kiri dan reduksi terjadi pada elektroda sebelah kanan. Karena itu, elektroda sebelah kiri disebut anoda dan elektroda sebelah kanan disebut katoda.

Dengan demikian pada sel elektrolisis :

Anoda : elektroda bermuatan positif (+)

Katoda: elektroda bermuatan negatif (-)

Catatan : Coba bandingkan dengan anoda dan katoda pada sel Galvani.

c. Elektrolisis Larutan Elektrolit

Dalam cairan elektrolit garam yang terdiri dari logam dan sisa asam hanya terdapat ion logam yang bermuatan positif dan ion sisa asam yang bermuatan negatif. Dalam larutan elektrolit selain ion-ion itu terdapat pula molekul H_2O . Apa yang terjadi bila larutan elektrolit di elektrolisis ?

1) Elektrolisis Air

Logam yang digunakan untuk elektroda dalam sel elektrolisis untuk mengelektrolisis air adalah logam Pt. Elektroda Pt ini dicelupkan kedalam air. Bila elektroda Pt dihubungkan dengan sumber arus listrik ternyata listrik tidak dapat mengalir. Hal ini disebabkan karena tidak terdapat ion dalam air murni untuk menghantar elektron. (Ingat : pada suhu $25^\circ C$, air murni hanya mengandung 10^{-7} ion H^+ dan 10^{-7} ion OH^-).

Listrik akan mengalir bila kedalam air dimasukkan sedikit asam sulfat. Pada anoda akan timbul gelembung-gelembung gas oksigen sedangkan pada katoda terjadi gelembung-gelembung gas hidrogen. Dalam air yang mengandung sedikit asam sulfat ion H^+ , SO_4^{2-} dan molekul H_2O . Setelah elektroda-elektroda dihubungkan dengan sumber arus listrik searah, SO_4^{2-} menuju ke anoda dan H^+ menuju ke katoda. Selain itu disekitar elektroda terdapat molekul H_2O .

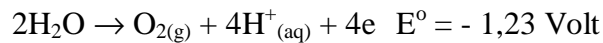
Anoda : $\rightarrow SO_4^{2-}$ dan H_2O

Katoda: $\rightarrow H^+$ dan H_2O

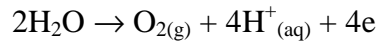
Reaksi pada anoda :

Pada anoda terjadi kompetisi antara SO_4^{2-} dan H_2O

Dari daftar potensial reduksi diperoleh :



Potensial oksidasi H₂O ternyata lebih besar daripada potensial oksidasi SO₄²⁻. Ini berarti bahwa H₂O lebih mudah dioksidasi daripada SO₄²⁻. Jadi dalam kompetisi ini H₂O yang menang. Dengan demikian reaksi pada anoda adalah :



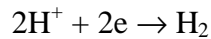
Reaksi pada katoda :

Pada katoda terjadi kompetisi antara H⁺ dan H₂O

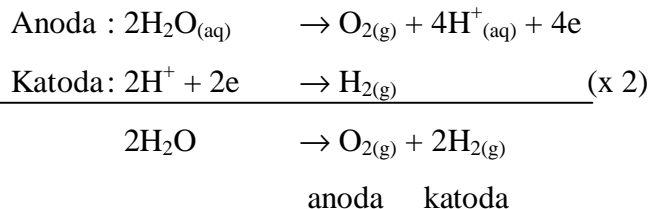
Dari daftar potensial reduksi diperoleh :



Potensial reduksi H⁺ ternyata lebih besar daripada potensial reduksi H₂O. Ini berarti bahwa H⁺ lebih mudah direduksi daripada H₂O. Jadi kompetisi pada katoda itu dimenangkan oleh H⁺. Dengan demikian reaksi pada katoda adalah :



Berdasarkan uraian di atas maka reaksi elektrolisis air dengan sedikit asam sulfat menghasilkan reaksi :



2) Elektrolisis Larutan CuSO₄

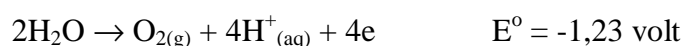
Dalam larutan CuSO₄ terdapat ion Cu²⁺, SO₄²⁻ dan molekul H₂O. Setelah elektroda-elektroda dihubungkan dengan sumber arus listrik searah, SO₄²⁻ menuju ke anoda dan Cu²⁺ menuju ke katoda. Selain itu disekitar elektroda terdapat molekul H₂O.



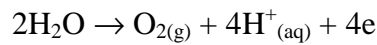
Reaksi pada anoda :

Pada anoda terjadi kompetisi antara SO₄²⁻ dan H₂O

Dari daftar potensial reduksi diperoleh :



Potensial oksidasi H₂O ternyata lebih besar daripada potensial oksidasi SO₄²⁻. Ini berarti bahwa H₂O lebih mudah dioksidasi daripada SO₄²⁻. Jadi dalam kompetisi ini H₂O yang menang. Dengan demikian reaksi pada anoda adalah :



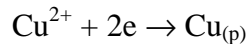
Reaksi pada katoda :

Pada katoda terjadi kompetisi antara Cu²⁺ dan H₂O.

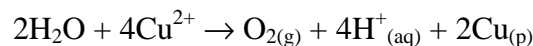
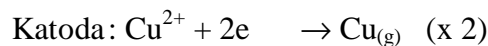
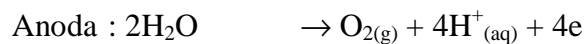
Dari daftar potensial reduksi diperoleh :



Potensial reduksi Cu²⁺ ternyata lebih besar daripada potensial reduksi H₂O. Ini berarti bahwa Cu²⁺ lebih mudah direduksi daripada H₂O. Jadi kompetisi pada katoda itu dimenangkan oleh Cu²⁺. Dengan demikian reaksi pada katoda adalah :



Berdasarkan uraian di atas maka reaksi elektrolisis larutan CuSO₄ adalah :



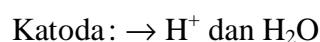
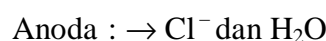
Jadi pada ruang anoda terjadi gas oksigen dan pada katoda terjadi pengendapan logam tembaga. Selain itu larutan pada anoda bersuana asam.

Apabila ruang katoda dan anoda dipisahkan maka reaksi penguraian H₂O itu terjadi. Gas oksigen terjadi pada anoda sedangkan gas hidrogen terjadi pada katoda. Larutan pada anoda bersuana asam sedangkan larutan pada katoda bersuana basa.

Apabila ruang katoda dan anoda dicampur dengan cara diaduk maka yang terjadi adalah ion H⁺ bergabung dengan ion OH⁻ membentuk air lagi.

3) Elektrolisis Larutan HCl

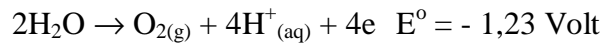
Dalam larutan HCl terdapat ion H⁺, Cl⁻ dan molekul H₂O. Setelah elektroda-elektroda dihubungkan dengan sumber arus listrik searah, Cl⁻ menuju ke anoda dan H⁺ menuju ke katoda. Selain itu disekitar elektroda terdapat molekul H₂O.



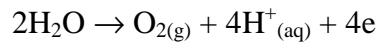
Reaksi pada anoda :

Pada anoda terjadi kompetisi antara Cl⁻ dan H₂O

Dari daftar potensial reduksi diperoleh :



Potensial oksidasi H_2O ternyata lebih besar sedikit daripada potensial oksidasi Cl^- . Ini berarti bahwa Cl^- lebih mudah dioksidasi daripada H_2O . Jadi dalam kompetisi ini seharusnya H_2O yang menang. Jadi pada anoda seharusnya terjadi reaksi :



Biarpun demikian, pada percobaan ternyata anoda tidak dihasilkan gas O_2 tetapi gas Cl_2 . dengan demikian reaksi pada anoda adalah :



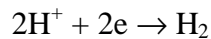
Reaksi pada katoda :

Pada katoda terjadi kompetisi antara H^+ dan H_2O

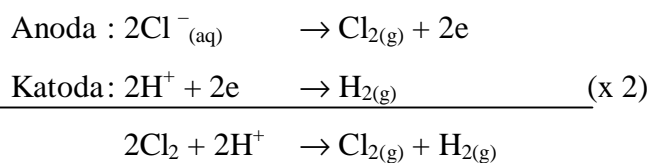
Dari daftar potensial reduksi diperoleh :



Potensial reduksi H^+ ternyata lebih besar daripada potensial reduksi H_2O . Ini berarti bahwa H^+ lebih mudah direduksi daripada H_2O . Jadi kompetisi pada katoda itu dimenangkan oleh H^+ . Dengan demikian reaksi pada katoda adalah :



Berdasarkan uraian di atas maka reaksi elektrolisis larutan HCl adalah :



4) Faktor-faktor yang mempengaruhi elektrolisis

Beberapa faktor yang mempengaruhi elektrolisis adalah :

a. Potensial reduksi atau oksidasi dari ion-ion

Seperti pada uraian butir 3 di atas, dalam kompetisi untuk memperoleh atau melepaskan elektron sangat dipengaruhi oleh potensial reduksi dari ion-ion. Pada anoda, ion yang mempunyai potensial oksidasi yang lebih besar akan menang dalam

kompetisi. Pada katoda sebaliknya, ion yang mempunyai potensial reduksi yang lebih besar akan menang dalam kompetisi.

Dalam mempelajari proses elektrolitik kadang-kadang kita dapati bahwa tegangan arus listrik yang dibutuhkan untuk suatu reaksi jauh lebih besar daripada potensial elektrodanya. Penambahan tegangan arus listrik yang menyebabkan elektrolisis berlangsung disebut kelebihan tegangan listrik (overvoltage). Kelebihan tegangan listrik untuk pembentukan gas oksigen sangat besar. Karena itu, dalam keadaan normal gas-gas halogen lebih mudah terbentuk pada anoda daripada oksigen.

b. Konsentrasi larutan

Hasil elektrolisis sangat dipengaruhi oleh konsentrasi larutan. Elektrolisis larutan HCl encer menghasilkan gas oksigen pada anoda dan gas hidrogen pada katoda. Elektrolisis larutan HCl pekat menghasilkan gas Cl_2 pada anoda dan gas H_2 pada katoda. Elektrolisis larutan HCl yang sangat encer (kurang dari 0,1 M) akan menghasilkan reaksi penguraian H_2O saja. Hal ini tidak terjadi dengan elektrolisis larutan KI. Elektrolisis larutan 0,1 M KI akan menghasilkan ion OH^- pada katoda dan endapan I_2 pada anoda.

c. Jenis Elektroda

Ada dua jenis elektroda yaitu elektroda inert (tidak ikut bereaksi) dan elektroda non inert (yang sering ikut bereaksi). Contoh elektroda inert adalah Pt, Au, dan Grafit (C). Logam-logam lain umumnya termasuk elektroda non inert. Misalnya bila pada elektrolisis H_2O (dengan sedikit asam sulfat) dengan menggunakan elektroda Pt akan menghasilkan gas oksigen dan gas hidrogen. Sedangkan bila digunakan elektroda Cu terutama anoda Cu, logam ini akan melarut atau teroksidasi menjadi Cu^{2+} .

d. Tegangan listrik yang dialirkan

Bila kita hendak mengelektrolisis dengan tegangan sumber arus lebih kecil dari 0,1 volt maka listrik tidak akan mengalir. Hal ini disebabkan karena tahanan dalam larutan yang lebih besar daripada daya listrik. Tetapi bila tegangan listrik ditinggikan sedikit demi sedikit maka arus akan mengalir dan elektrolisis terjadi. Besarnya tegangan arus listrik minimum untuk melangsungkan reaksi elektrolisis disebut potensial urai (decomposition potential) untuk elektrolit bersangkutan.

Potensial urai untuk larutan :

CuSO ₄	1,6 volt
Pb(NO ₃) ₂	1,8 volt
Cd(NO ₃) ₂	2,3 volt
Asam kuat	1,7 volt
Basa kuat	1,7 volt

5) Aspek kuantitatif dari elektrolisis

Dalam industri proses elektrolisis banyak digunakan. Khususnya dalam pemurnian logam. Aspek kuantitatif dari elektrolisis terutama dikembangkan oleh Faraday. Pada tahun 1833, Michael Faraday seorang ahli sains berkebangsaan Inggris menemukan bahwa selama elektrolisis (1) jumlah zat yang dihasilkan pada elektroda-elektroda berbanding lurus dengan jumlah listrik yang dialirkan dalam larutan, dan (2) apabila sejumlah listrik dialirkan melalui larutan elektrolit yang berbeda, massa zat yang terbentuk pada elektroda-elektroda berbanding lurus dengan massa ekivalennya (massa atom dibagi dengan muatan ionnya atau valensinya).

Dalam elektrolisis larutan AgNO₃, untuk menghasilkan 1 atom Ag dibutuhkan 1 elektron, sehingga untuk menghasilkan 1 mol Ag dibutuhkan $6,02 \times 10^{23}$ elektron atau 1 mol elektron. 1 mol elektron bermuatan 96494 Coulomb atau dibulatkan menjadi 96500 Coulomb. Dengan perkataan lain untuk membebaskan 1 massa ekuivalen suatu unsur diperlukan 96500 Coulomb.

1 Faraday = 96500 Coulomb

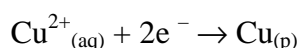
96500 Coulomb akan menghasilkan 1 mol/n unsur

1 Coulomb = 1 Ampere x 1 detik

Contoh :

Dalam elektrolisis larutan CuSO₄ dialirkan arus listrik sebesar 2 ampere dalam waktu 1 jam. Berapakah logam Cu yang diendapkan pada katoda ?

Jawaban :



Mengingat bahwa untuk mengendapkan 1 atom Cu dibutuhkan 2 elektron. Maka untuk mengendapkan 1 mol Cu dibutuhkan 2×96500 Coulomb atau 2×96500 ampere detik.

Arus listrik 2 ampere dalam waktu 1 jam menghasilkan 2×3600 ampere detik = 7200 ampere detik.

Jadi 7200 ampere detik akan menghasilkan :

$$\frac{7200 \text{ ampere detik}}{2 \times 96500 \text{ ampere detik}} \times 1 \text{ mol Cu} = 0,034 \text{ mol Cu}$$
$$= 0,034 \times 63,5 \text{ gram Cu}$$
$$= 2,159 \text{ gram Cu}$$

C. Rangkuman

- Peristiwa kimia sebagai akibat adanya arus listrik ini disebut elektrolisis. Sedangkan tempat berlangsungnya reaksi tersebut disebut sel elektrolisis.
- Beberapa faktor yang mempengaruhi elektrolisis adalah : potensial reduksi atau oksidasi dari ion-ion, konsentrasi larutan, jenis elektrode, dan tegangan listrik yang dialirkan.

D. Tes Formatif 3

Lingkarilah huruf di depan jawaban yang anda anggap benar !

1. Pada reaksi redoks di bawah ini
 $\text{Sn} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2 + 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, yang berperan sebagai reduktor adalah
A. Sn
B. HNO_3
C. SnO_2
D. NO_2
E. H_2O
2. Pada elektrolisis leburan Al_2O_3 (Ar O = 16, Al = 27) diperoleh 0,225 gram Al. Jumlah muatan listrik yang diperlukan adalah (1 F = 96.500 C/mol)
A. 221,9 Coulomb
B. 804,0 Coulomb
C. 1025,9 Coulomb
D. 2412,5 Coulomb
E. 8685,0 Coulomb
3. Asam klorida yang bersifat pereduksi terdapat pada reaksi
A. $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
B. $\text{Pb}_3\text{O}_4 + 8\text{HCl} \rightarrow 3\text{PbCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
C. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + 2\text{CrCl}_3 + 7\text{H}_2\text{O} + 3\text{Cl}_2$
D. $\text{SnCl}_2 + 2\text{HCl} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{SnCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2$
4. Arus listrik 965 mA dialirkan melalui suatu larutan asam selama 5 menit. Banyaknya gas hidrogen yang terbentuk adalah (1 F = 96.500 C/mol)
A. $3,0 \cdot 10^{-3}$ mol
B. $2,5 \cdot 10^{-3}$ mol
C. $2,0 \cdot 10^{-3}$ mol
D. $1,5 \cdot 10^{-3}$ mol
E. $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol

5. Elektrolisis suatu larutan natrium klorida menghasilkan 11,2 liter (STP) gas Cl_2 pada anoda. Banyaknya muatan listrik yang lewat adalah
 - A. 2,00 F
 - B. 1,50 F
 - C. 1,00 F
 - D. 0,50 F
 - E. 0,25 F

6. Pada elektrolisis larutan CuSO_4 yang menggunakan elektroda platina terbentuk endapan logam Cu sebanyak 3,175 gram pada katoda. Volume gas yang terjadi pada anoda, jika diukur pada keadaan dimana 5 dm^3 gas N_2 massanya 7 gram adalah (Ar Cu = 63,5 N = 14)
 - A. $0,5 \text{ dm}^3$
 - B. $0,56 \text{ dm}^3$
 - C. $1,00 \text{ dm}^3$
 - D. $1,12 \text{ dm}^3$
 - E. $2,00 \text{ dm}^3$

7. Pada suatu elektrolisis larutan MSO_4 pada katoda terbentuk 0,28 gram logam M. Larutan hasil elektrolisis dapat dinetralkan oleh 50 mL larutan 0,2 molar NaOH. Massa atom relatif unsur M adalah
 - A. 28
 - B. 42
 - C. 56
 - D. 70
 - E. 84

8. Pada elektrolisis larutan MSO_4 memakai elektroda Pt, dapat dihasilkan 1,035 g logam M. Larutan hasil elektrolisis dititrasi dengan KOH 0,2 M. Ternyata diperlukan 50 mL. Dari pengamatan ini dapat dihitung massa atom relatif logam adalah
 - A. 103,5
 - B. 207
 - C. 118
 - D. 63
 - E. 20,7

9. Arus listrik yang sama dialirkan kedalam larutan CuCl_2 dan kedalam larutan CrCl_3 . bila 0,635 g Cu terendapkan, maka banyaknya Cr yang terendapkan adalah (Ar Cr = 52, Cu = 63,5)
 - A. 0,95 g
 - B. 0,78 g
 - C. 0,42 g
 - D. 0,35 g
 - E. 0,17 g

10. Jumlah Faraday yang diperlukan untuk dapat mereduksi satu mol ion klorat (ClO_3^-) menjadi klorin (Cl_2) dalam larutan asam adalah
 - A. 1
 - B. 2

- C. 3
D. 5
E. 10
11. Pada elektrolisis larutan asam sulfat encer dihasilkan 22,4 liter gas hidrogen (STP). Dalam waktu yang sama, jumlah muatan listrik yang sama jika dialirkan kedalam larutan tembaga (II) sulfat akan mengendapkan tembaga sebanyak
A. 15,9 g
B. 31,8 g
C. 63,5 g
D. 127,0 g
E. 254,0 g
12. Pada elektrolisis larutan NaCl 0,1 M dengan menggunakan elektroda-elektroda Pt
A. Terbentuk ion hidroksida di katoda
B. Terbentuk logam natrium di katoda
C. Ion natrium bergerak ke anoda
D. Terbentuk ion hidrogen di anoda
E. Terbentuk gas oksigen

E. Kunci Jawaban Formatif 3

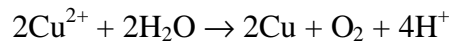
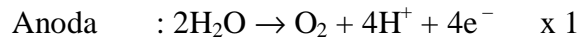
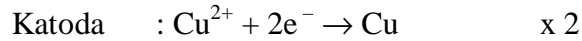
1. Jawaban : A
Sn mengalami oksidasi, bilangan oksidasinya naik, disebut reduktor
2. Jawaban : D
Elektrolisis elburan Al_2O_3
Katoda : $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$
 $W = eF$
 $0,225 = \frac{27}{3} \cdot \frac{C}{96.500}$
 $C = 2412,5 \text{Coulomb}$
3. Jawaban : A
Pada reaksi (1), (2) dan (3) HCl bersifat pereduksi, sebab HCl mengalami oksidasi menjadi Cl_2 (bilangan oksidasi Cl naik dari -1 menjadi nol)
4. Jawaban : D
 $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$
 $F = \frac{It}{96.500} = \frac{0,965.300}{96.500} = 3.10^{-3} \text{ mol}$
arus listrik (jumlah elektron) = $3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
maka hidrogen yang terbentuk = $1,5 - 10^{-3} \text{ mol}$ (lihat koefisien)
5. Jawaban : C
Elektrolisis larutan AgCl
Katoda : $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$
Anoda : $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

$$\text{Mol Cl}_2 (\text{STP}) = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ mol}$$

Jumlah arus (elektron) = 1 mol = 1 F (lihat koefisien)

6. Jawaban : A

Elektrolisis larutan CuSO_4



$$\text{mol Cu} = \frac{3,175 \text{ g}}{63,5} = 0,05 \text{ mol}$$

mol gas oksigen $\text{O}_2 = 0,025 \text{ mol}$ (lihat koefisien). Menghitung volume gas O_2 dengan membandingkan gas N_2 pada suhu dan tekanan tertentu

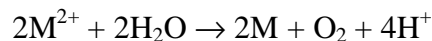
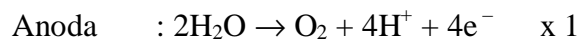
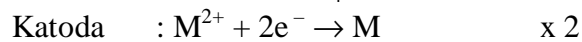
$$\frac{\text{mol O}_2}{\text{volume O}_2} = \frac{\text{mol N}_2}{\text{volume N}_2}$$

$$\frac{0,025}{x} = \frac{7/28}{5}$$

$$x = 0,5 \text{ liter}$$

7. Jawaban : C

Elektrolisis larutan MSO_4



$$\text{mol unsur M} = \frac{0,28 \text{ g}}{\text{Ar M}}$$

pada proses penetralan :

$$\text{mol H}^+ = \text{mol OH}^-$$

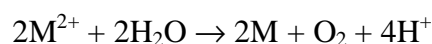
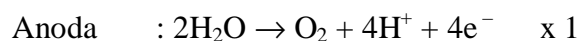
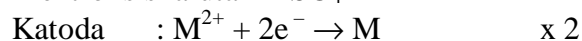
$$\text{mol H}^+ = \frac{50 \cdot 0,2}{1000} \text{ mol} = 0,01 \text{ mol}$$

mol unsur M = 0,05 mol (lihat koefisien)

$$\text{Ar M} = \frac{0,28 \text{ g}}{0,005} = 56$$

8. Jawaban : B

Elektrolisis larutan MSO_4



$$\text{mol logam M} = \frac{1,035 \text{ g}}{\text{Ar M}}$$

pada proses penetralan :

$$\text{mol H}^+ = \text{mol OH}^-$$

$$\text{mol H}^+ = \frac{50.0,2}{1000} \text{ mol} = 0,01 \text{ mol}$$

mol logam M = 0,005 mol (lihat koefisien)

$$\text{Ar M} = \frac{1,035 \text{ g}}{0,05} = 207$$

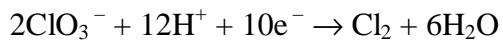
9. Jawaban : D

$$\frac{W_{Cu}}{W_{Cr}} = \frac{\epsilon_{Cu}}{\epsilon_{Cr}}$$

$$\frac{0,635}{x} = \frac{\frac{63,5}{2}}{\frac{52}{3}}$$

$$x = 0,35 \text{ gram}$$

10. Jawaban : D

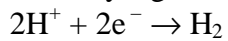


1 mol 5 mol

Jumlah mol elektron = jumlah arus (F) = 5

11. Jawaban : C

Reaksi yang menghasilkan gas hidrogen :



$$\frac{22,4}{22,4} = 1 \text{ mol} = 2 \text{ g}$$

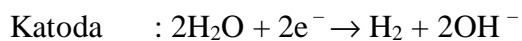
$$\frac{W_{H_2}}{W_{Cu}} = \frac{e_{H_2}}{e_{Cu}}$$

$$\frac{2}{x} = \frac{\frac{2}{2}}{\frac{63,5}{2}}$$

$$x = 63,5 \text{ gram}$$

12. Jawaban : A

Elektrolisis larutan NaCl



Di katoda larutan bersifat basa, karena terbentuk ion hidroksida

e. Lembar Kerja 3

ELEKTROLISIS

Tujuan :

- Menentukan katoda dan anoda pada sel elektrolisis
- Mempelajari perubahan yang terjadi pada elektrolisis larutan CuSO_4 dan KI

Alat-alat :

- Tabung U
- Elektroda karbon
- Sumber arus 6 volt
- Jepit buaya

Bahan-bahan :

- Larutan CuSO₄ 0,5 M
- Larutan KI 0,5 M
- Larutan Penolftalein
- Larutan amilum/kanji
- Kertas lakmus

Cara Kerja :

1. Elektrolisis CuSO₄ 0,5 M

- Masukkan larutan CuSO₄ 0,5 M kedalam tabung U sampai 1 cm dari ujung atas tabung U.
- Hubungkan elektroda-elektroda (menggunakan batang karbon) dengan sumber arus listrik selama ± 15 menit.
- Amati perubahan yang terjadi pada anoda dan katoda.
- Keluarkan elektroda dari anoda, pindahkan 2 ml larutan dari anoda kedalam tabung reaksi, kemudian uji dengan lakmus (lakmus merah dan biru).

2. Elektrolisis larutan KI 0,5 M

- Seperti kegiatan A, elektrolisis larutan KI 0,5 M
- Keluarkan elektroda dari kedua ujung tabung U, pindahkan masing-masing 2 ml kedalam tabung 1 larutan dari katoda, dan tabung 2 larutan dari anoda. Tambahkan kedalam masing-masing tabung, 1-2 tetes larutan amilum kedalam tabung 1, dan 1-2 tetes penolftalein ke dalam tabung 2.

7. Data Pengamatan :

- Perubahan yang terjadi pada :

Anoda :

Katoda :

- Larutan dari ruang anoda :

i. Warna :

- Perubahan warna lakmus :

Merah :

Biru :

Cairan dalam ruang	Perubahan selama elektrolisis	Perubahan setelah ditambah penolftalein	Perubahan setelah ditambah amilum
Anoda (+)			
Katoda (-)			

8. Pertanyaan :

- A. 1. Zat apa yang terjadi pada katoda, tuliskan reaksinya !
 2. Bila gas yang terjadi pada anoda adalah oksigen, tuliskan persamaan reaksinya
 3. Ion apa yang terjadi pada anoda setelah diuji dengan lakmus ?
- B. 1. Zat apa yang terjadi di ruang anoda sebagai hasil elektrolisis ?
 2. Ion apa yang terdapat di ruang katoda setelah dielektrolisis, jelaskan !
 3. Tuliskan persamaan setengah sel reaksi yang terjadi pada :
- b. Katoda :
- c. Anoda :

Evaluasi

- Jumlah elektron yang terlibat dalam reaksi redoks : $3As + 5NO_3^- + 4OH^- + 5NO + 2H_2O$ adalah
 F. 3
 G. 5
 H. 9
 I. 12
 J. 15
- Bilangan oksidasi klorin dalam kalium klorat adalah
 A. -1
 B. +1
 C. +3
 D. +5
 E. +7
- Diantara reaksi-reaksi di bawah ini yang termasuk redoks adalah
 A. $SnCl_2 + I_2 + 2HCl \rightarrow SnCl_4 + 2HI$
 B. $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$

- C. $\text{Cu}_2\text{O} + \text{C} \rightarrow 2\text{Cu} + \text{CO}$
 D. $\text{CuO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. Pada reaksi $2\text{CO} + 2\text{NO} \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{N}_2$, bilangan oksidasi N berubah dari
 A. +2 ke 0
 B. +2 ke +1
 C. +3 ke +1
 D. +3 ke +2
 E. +4 ke 0
5. Diketahui data :
 $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu} \quad E^\circ = +0,34 \text{ V}$
 $\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb} \quad E^\circ = - 0,13 \text{ V}$
 $\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg} \quad E^\circ = - 2,34 \text{ V}$
 Data tersebut memberikan informasi bahwa akan berlangsung reaksi berikut
 A. $\text{Cu} + \text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} (1 \text{ M})$
 B. $\text{Pb} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} (1 \text{ M})$
 C. $\text{Pb} + \text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} (1 \text{ M})$
 D. $\text{Mg} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} (1 \text{ M})$
6. Logam kadmium diletakkan dalam larutan CuSO_4 1,0 M pada suhu 25°C , $E^\circ \text{Cd}^{2+} | \text{Cd} = -0,40 \text{ V}$ dan $E^\circ \text{Cu}^{2+} | \text{Cu} = 0,34 \text{ V}$ yang benar adalah ($E^\circ =$ potensial standar)
 A. Tidak terjadi reaksi antara Cd dan larutan CuSO_4
 B. Cd mereduksi ion Cu^{2+}
 C. Cu mereduksi ion Cd^{2+} yang terbentuk
 D. Ion Cu^{2+} mereduksi Cd
 E. Cd mereduksi ion SO_4^{2-}
7. Berdasarkan data :
 $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe} \quad E^\circ = - 0,44 \text{ V}$
 $\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb} \quad E^\circ = - 0,13 \text{ V}$
 $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn} \quad E^\circ = - 0,76 \text{ V}$
 $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn} \quad E^\circ = - 0,14 \text{ V}$
 Maka reaksi yang dapat berlangsung dalam keadaan standar adalah
 A. $\text{Fe}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Fe} + \text{Zn}^{2+}$
 B. $\text{Pb}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Pb} + \text{Fe}^{2+}$
 C. $\text{Sn}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Sn} + \text{Zn}^{2+}$
 D. $\text{Zn}^{2+} + \text{Pb} \rightarrow \text{Zn} + \text{Pb}^{2+}$
8. Serbuk Fe dan serbuk Pb dimasukkan kedalam suatu larutan yang mengandung Fe^{2+} dan Pb^{2+} dengan konsentrasi masing-masing 1,0 M. Dari data $E^\circ \text{Fe} = - 0,44 \text{ volt}$ dan $E^\circ \text{Pb} = - 0,13 \text{ volt}$, maka akan terjadi reaksi
 A. Yang menghasilkan Fe^{2+} dan Pb^{2+}
 B. Yang menghasilkan Fe^{2+} dan Pb
 C. Yang menghasilkan Fe dan Pb
 D. Yang menghasilkan Fe dan Pb^{2+}
 E. Pengendapan Fe dan Pb
9. Logam A dapat mendesak logam B dari larutannya, logam C dapat mendesak logam B dari larutannya, logam C tidak dapat mendesak logam A dari larutannya. Urutan potensial reduksi yang semakin negatif dari ketiga logam itu adalah

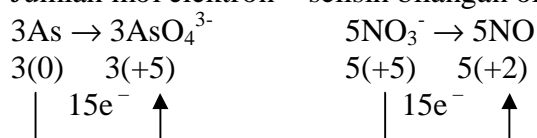
- A. $A > B > C$
 B. $A > C > B$
 C. $C > B > A$
 D. $B > C > A$
 E. $C > A > B$
10. Pada elektrolisis larutan CuSO_4 yang menggunakan elektroda platina terbentuk endapan logam Cu sebanyak 3,175 gram pada katoda. Volume gas yang terjadi pada anoda, jika diukur pada keadaan dimana 5 dm³ gas N_2 massanya 7 gram adalah (Ar Cu = 63,5 N = 14)
- A. 0,5 dm³
 B. 0,56 dm³
 C. 1,00 dm³
 D. 1,12 dm³
 E. 2,00 dm³
11. Pada suatu elektrolisis larutan MSO_4 pada katoda terbentuk 0,28 gram logam M. Larutan hasil elektrolisis dapat dinetralkan oleh 50 mL larutan 0,2 molar NaOH. Massa atom relatif unsur M adalah
- A. 28
 B. 42
 C. 56
 D. 70
 E. 84
12. Pada elektrolisis larutan MSO_4 memakai elektroda Pt, dapat dihasilkan 1,035 g logam M. Larutan hasil elektrolisis dititrasi dengan KOH 0,2 M. Ternyata diperlukan 50 mL. Dari pengamatan ini dapat dihitung massa atom relatif logam adalah
- A. 103,5
 B. 207
 C. 118
 D. 63
 E. 20,7
13. Arus listrik yang sama dialirkan kedalam larutan CuCl_2 dan kedalam larutan CrCl_3 . bila 0,635 g Cu terendapkan, maka banyaknya Cr yang terendapkan adalah (Ar Cr = 52, Cu = 63,5)
- A. 0,95 g
 B. 0,78 g
 C. 0,42 g
 D. 0,35 g
 E. 0,17 g
14. Jumlah Faraday yang diperlukan untuk dapat mereduksi satu mol ion klorat (ClO_3^-) menjadi klorin (Cl_2) dalam larutan asam adalah
- A. 1
 B. 2
 C. 3
 D. 5
 E. 10

15. Pada elektrolisis larutan asam sulfat encer dihasilkan 22,4 liter gas hidrogen (STP). Dalam waktu yang sama, jumlah muatan listrik yang sama jika dialirkan kedalam larutan tembaga (II) sulfat akan mengendapkan tembaga sebanyak
- 15,9 g
 - 31,8 g
 - 63,5 g
 - 127,0 g
 - 254,0 g

Kunci Jawaban

1. Jawaban : E

Jumlah mol elektron = selisih bilangan oksidasi



2. Jawaban : D

Bilangan oksidasi klorin dalam kalium klorat KClO_3 adalah = +5

3. Jawaban : A

Pada reaksi redoks terjadi perubahan bilangan oksidasi.

4. Jawaban : A

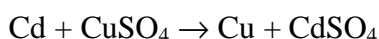
Bilangan oksidasi nitrogen berubah dari +2 pada NO menjadi nol pada N_2

5. Jawaban : C

Reaksi redoks berlangsung spontan bila reaksi tersebut mempunyai $E^\circ_{\text{sel}} > 0$

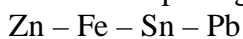
6. Jawaban : B

Cu^{2+} mengalami reduksi (karena gemlike E° lebih besar) dan sebaliknya Cd akan teroksidasi.



7. Jawaban : A

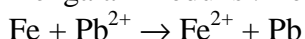
Posisi keempat logam dalam deret volta, ke kanan E° makin besar



Logam kiri dapat mereduksi ion logam kanan.

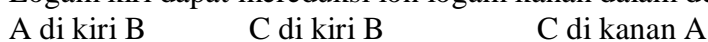
8. Jawaban : B

Oleh karena $E^\circ \text{Fe} < E^\circ \text{Pb}$, maka Fe cenderung mengalami oksidasi dan Pb^{2+} cenderung mengalami reduksi. Reaksi yang terjadi sebagai berikut :



9. Jawaban : D

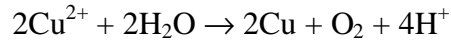
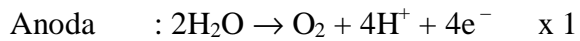
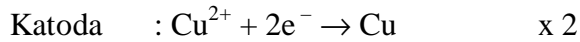
Logam kiri dapat mereduksi ion logam kanan dalam deret volta.



Urutan dalam deret volta, A – C – B makin ke kanan potensial reduksi, E° makin besar urutan E° yang makin kecil : B – C – A

10. Jawaban : A

Elektrolisis larutan CuSO_4



$$\text{mol Cu} = \frac{3,175\text{g}}{63,5} = 0,05\text{mol}$$

mol gas oksigen $\text{O}_2 = 0,025$ mol (lihat koefisien). Menghitung volume gas O_2 dengan membandingkan gas N_2 pada suhu dan tekanan tertentu

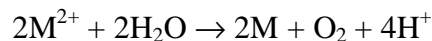
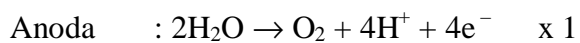
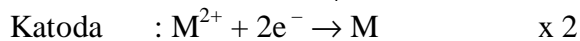
$$\frac{\text{mol O}_2}{\text{volume O}_2} = \frac{\text{mol N}_2}{\text{volume N}_2}$$

$$\frac{0,025}{x} = \frac{7/28}{5}$$

$$x = 0,5\text{liter}$$

11. Jawaban : C

Elektrolisis larutan MSO_4



$$\text{mol unsur M} = \frac{0,28\text{g}}{\text{ArM}}$$

pada proses penetralan :

$$\text{mol H}^+ = \text{mol OH}^-$$

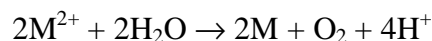
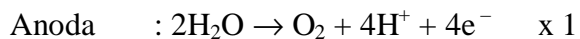
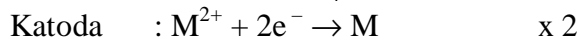
$$\text{mol H}^+ = \frac{50 \cdot 0,2}{1000} \text{mol} = 0,01\text{mol}$$

mol unsur M = 0,05 mol (lihat koefisien)

$$\text{Ar M} = \frac{0,28\text{g}}{0,005} = 56$$

12. Jawaban : B

Elektrolisis larutan MSO_4



$$\text{mol logam M} = \frac{1,035\text{g}}{\text{ArM}}$$

pada proses penetralan :

$$\text{mol H}^+ = \text{mol OH}^-$$

$$\text{mol H}^+ = \frac{50 \cdot 0,2}{1000} \text{mol} = 0,01\text{mol}$$

mol logam M = 0,005 mol (lihat koefisien)

$$\text{Ar M} = \frac{1,035 \text{ g}}{0,05} = 207$$

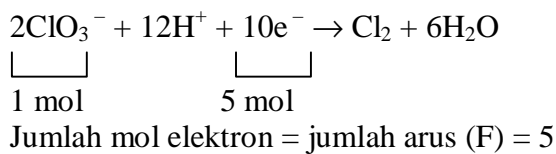
13. Jawaban : D

$$\frac{W_{Cu}}{W_{Cr}} = \frac{\epsilon_{Cu}}{\epsilon_{Cr}}$$

$$\frac{0,635}{x} = \frac{\frac{63,5}{2}}{\frac{52}{3}}$$

$$x = 0,35 \text{ gram}$$

14. Jawaban : D



15. Jawaban : C

Reaksi yang menghasilkan gas hidrogen :

$$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$$

$$\frac{22,4}{22,4} = 1 \text{ mol} = 2 \text{ g}$$

$$\frac{W_{H_2}}{W_{Cu}} = \frac{e_{H_2}}{e_{Cu}}$$

$$\frac{2}{x} = \frac{\frac{2}{2}}{\frac{63,5}{2}}$$

$$x = 63,5 \text{ gram}$$

IV. Penutup

Untuk dapat mengikuti Kodul selanjutnya minimal anda dapat menguasai modul ini yaitu :

Aspek Kognitif	: 80 %
Aspek Psikomotor	: 90 %
Aspek Sikap	90 %

DAFTAR PUSTAKA

- Brady, James E., Holum, John R., 1994, *General of Chemistry, 5^d Edition*, New York : John Wiley & Son.
- Bodner, George M., Pardue Harry L., 1995, *Chemistry an Experimental Science*, New York : John Wiley & Son second edition
- Holtzclaw, Henry F. and Robinson, Holtzclaw. (1988). *College Chemistry with Qualitative Analysis*. Toronto : D.C. Health and Company, eighth edition.
- Malone, Leo J, 1994, *Basic Concepts of Chemistry, 4th Edition*, New York : John Wiley & Son.
- Yayan Sunarya, 2000, *Kimia Dasar 2*, Bandung : Alkemi Grafisindo Press,

