

# REPLICATIVE

Redox Application and Motivation

**Ahmad Hanif Sidiq**

Pembimbing:

**Prof. K. H. Sugiyarto, Ph.D**

**C. Budimarwanti, M.Si**



Jurdik Kimia  
Universitas Negeri Yogyakarta  
2012



# Kata Pengantar

Puji Syukur penulis panjatkan kehadirat Tuhan Yang Maha Esa. Hanya atas segala petunjuk-Nya, penulis dapat menyelesaikan modul REPLICATIVE. Modul ini dimaksudkan untuk menjadi salah satu sumber belajar mandiri dalam belajar kimia materi redoks untuk kelas XII SMA/MA. Modul ini disajikan dengan banyak gambar yang berhubungan dengan materi terkait agar lebih menarik. Selain itu modul dilengkapi dengan cerita tokoh kimia, beberapa kalimat motivasi dengan tujuan agar lebih memotivasi siswa untuk belajar kimia. Usaha memotivasi siswa untuk belajar kimia juga dilakukan yaitu dengan menyertakan aplikasi materi di kehidupan sehari-hari sehingga siswa mempunyai pola pikir bahwa materi bermanfaat di kehidupan.

Modul sebagai media belajar mandiri dituntut memberikan materi secara sistematis dan lengkap sehingga materi bisa diterima siswa secara utuh. Keadaan yang menyebabkan tidak dapat diadakan tatap muka di kelas bisa teratasi dengan adanya sebuah modul. Oleh karena itu, modul harus bisa membimbing secara urut dan jelas serta dilengkapi dengan evaluasi kognitif, psikomotorik dan sikap. Modul berperan layaknya guru di kelas, berarti siswa juga harus dapat bertanggungjawab seperti belajar di kelas. Siswa harus mengikuti alur belajar yang disajikan di dalam modul secara benar, sehingga harapannya materi dapat diterima dengan baik.

Perlu kita sadari bahwa Kimia bermain dalam tiga dunia, yaitu dunia makroskopis, dunia lambang, dan dunia mikroskopis. Dunia makroskopis adalah dunia nyata, yaitu proses atau fakta yang dapat ditemui di kehidupan sehari-hari, dalam industri, atau dalam laboratorium. Dunia lambang adalah rumus-rumus yang digunakan untuk merepresentasikan dunia makroskopis secara ringkas dan praktis. Adapun dunia mikroskopis adalah dunia pada tingkat molekul, dan atom. Jadi, dunia mikroskopis adalah dunia imajinasi. Fokus siswa terhadap kimia lebih kepada 2 dunia saja yaitu dunia lambang dan dunia mikroskopis, sehingga pola pikir siswa bahwa kimia "kurang" bermanfaat di kehidupan. Padahal, dunia makroskopis yang ada dalam kimia sangat nyata, banyak, dan dekat dengan kehidupan sehari-hari. Oleh karena itu, dalam modul REPLICATIVE ini lebih banyak dunia makroskopis yang disampaikan agar siswa lebih mengetahui kimia itu penting dan bermanfaat di kehidupan sehari-hari. Hal ini sangat berperan dalam memunculkan motivasi belajar kimia.

Modul yang disusun ini masih belum sempurna, saran dan kritik yang membangun selalu dinantikan oleh penulis agar modul ini terus terbangun menjadi lebih baik. Penulis menyadari bahwa pada penulisan modul ini, penulis banyak mendapatkan bantuan dari berbagai pihak. Oleh karena itu, pada kesempatan ini penulis juga ingin menyampaikan rasa terima kasih kepada seluruh pihak yang selalu mendukung dan memberikan semangat.

Terima kasih.

Mei 2012

Ahmad Hanif Sidiq



# Daftar Isi

Halaman Judul	i	Story Of Their Chemistry	
Kata Pengantar	ii	Alessandro Volta	36
Daftar Isi	iii	Kegiatan Belajar 3	
Pendahuluan	iv	Elektrolisis	37
Story Of Their Chemistry		1. Sel Elektrolisis	38
Michael Faraday	1	2. Aspek Kuantitatif Elektrolisis	40
Kegiatan Belajar 1		Chemistry Around Us	
Penyetaraan Reaksi Redoks	6	1. Aplikasi Elektrolisis di Industri	44
1. Cara Bilangan Oksidasi	7	Story Of Their Chemistry	
2. Cara Setengah Reaksi	11	Luigi Galvani	46
Chemistry Around Us		Kegiatan Belajar 4	
1. Ledakan Pabrik Pupuk Nitrogen	15	Korosi	47
2. Penuaan	16	1. Faktor Penyebab Korosi	48
3. Pemutih Baju	18	2. Pencegahan Korosi	49
Kegiatan Belajar 2		Chemistry Around Us	
Sel Elektrokimia	19	1. Fenomena Modifikasi Motor	50
1. Sel Volta atau Sel Galvani	20	Daftar Pustaka	51
2. Notasi Sel	21	Glosarium	52
3. Potensial Elektrode Standar	21	Uji Kompetensi	53
4. Potensial Reaksi Redoks ( $E^0$ Sel)	22	Lampiran	58
5. Contoh Sel Volta Komersil	25	Kunci Jawaban	61
Chemistry Around Us			
1. <i>Redox Flow Battery</i>	27		
2. Misteri Baterai Baghdad	28		
3. Sel Bahan Bakar Oksida-Padat	29		
4. Perkembangan Baterai	31		
5. <i>Vanadium Redox Battery-VRB</i>	33		
6. Perawatan Aki ( <i>Accumulator</i> )	34		

# Pendahuluan

## ○ Standar Kompetensi dan Kompetensi Standar

Modul Replicative yang akan Anda pelajari ini berisikan materi redoks yang terdapat dalam Standar Kompetensi dan Kompetensi Dasar kelas XII semester 1. Secara lebih spesifik, kompetensi yang harus Anda kuasai, yaitu:

- 1) Menerapkan konsep reaksi oksidasi-reduksi dalam sistem elektrokimia yang melibatkan energi listrik dan kegunaannya dalam mencegah korosi dan dalam industri;
- 2) Menjelaskan reaksi oksidasi-reduksi dalam sel elektrolisis;
- 3) Menerapkan hukum Faraday untuk elektrolisis larutan elektrolit.

## ○ Deskripsi

Replicative merupakan singkatan dari *Redox Application and Motivation*, modul yang berisi materi redoks meliputi penyetaraan reaksi redoks, elektrokimia, dan elektrolisis. Selain berisi materi pokok redoks, modul ini juga berisi tentang aplikasi-aplikasi dari materi di kehidupan sehari-hari yang bertujuan agar Anda lebih termotivasi untuk mempelajari materi redoks dalam modul ini. Pada setiap akhir pembahasan materi per sub bab diselingi dengan sebuah cuplikan kata-kata atau cerita motivasi yang diharapkan dapat menambah motivasi Anda untuk selalu tetap belajar dan berusaha.

Nah, setelah mempelajari modul ini diharapkan Anda dapat:

1. menyetarakan persamaan reaksi redoks
2. menjelaskan pengertian elektrokimia dan potensial reduksi
3. menentukan spontanitas reaksi berdasarkan data  $E^{\circ}$
4. memberikan contoh pemanfaatan elektrokimia dalam kehidupan sehari-hari
5. membedakan elektrokimia dan elektrolisis
6. menerapkan konsep hukum Faraday dalam perhitungan sel elektrolisis
7. menuliskan reaksi elektrolisis pada penyepuhan dan pemurnian suatu logam
8. menjelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi terjadinya korosi
9. menjelaskan cara yang dapat digunakan untuk mencegah terjadinya korosi

## ○ Prasyarat

Sebelum memulai mempelajari modul ini tentunya Anda harus menguasai kemampuan berikut:

- 1) Sistem periodik unsur dan tata nama senyawa
- 2) Konsep mol
- 3) Konsep reaksi reduksi dan oksidasi
- 4) Aturan bilangan oksidasi unsur

## ○ Petunjuk Penggunaan Modul

Untuk membantu Anda dalam menguasai kemampuan di atas, materi dalam modul ini dibagi menjadi empat kegiatan belajar sebagai berikut:

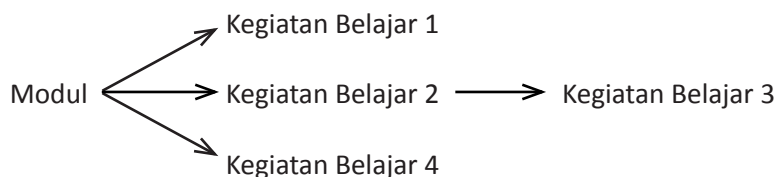
**Kegiatan Belajar 1: Penyetaraan Reaksi Redoks**

**Kegiatan Belajar 2: Sel Elektrokimia**

**Kegiatan Belajar 3: Elektrolisis**

**Kegiatan Belajar 4: Korosi**

Anda dapat mempelajari keseluruhan modul ini tanpa harus berurutan. Berikut ini urutan kegiatan belajar sebagai acuan bagi Anda dalam mempelajari modul ini:



Anda dapat memulai mempelajari modul ini dengan kegiatan belajar 1, 2, atau 4. Akan tetapi untuk kegiatan belajar 3 harus menyelesaikan kegiatan belajar 2 terlebih dahulu. Perlu diingat juga bahwa Anda harus tuntas dalam mempelajari setiap kegiatan belajar sebelum mempelajari yang lain.

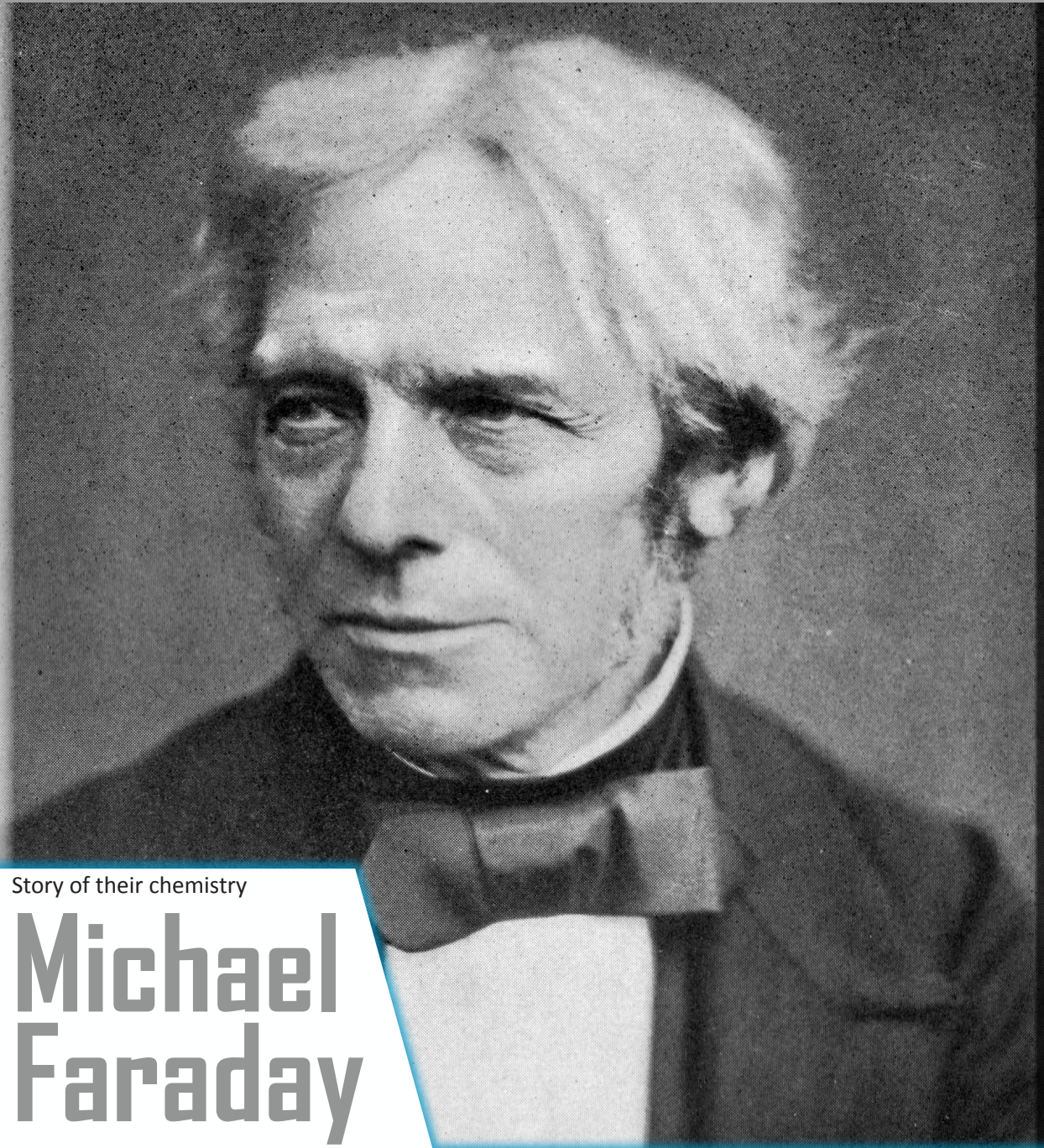
Setiap pembahasan materi belajar diawali dan diakhiri dengan kalimat motivasi (*Quote*), serta dilengkapi dengan uji keahaman, dan uji kompetensi. Selain itu, modul juga disertai dengan *Story of their chemistry* dan *Chemistry around us*. *Quote* merupakan sebuah cuplikan kata-kata motivasi yang diharapkan dapat memberi motivasi kepada Anda untuk tetap belajar dan berusaha. Uji keahaman dan uji kompetensi menjadi alat ukur tingkat penguasaan Anda setelah mempelajari materi dalam modul ini. *Story of their chemistry* berisi cerita beberapa tokoh yang memiliki keterikatan dengan materi redoks seperti Michael Faraday, Alessandro Volta, dan Luigi Galvani. *Chemistry around us* memuat berbagai aplikasi dari materi yang sedang dibahas yang dekat dengan kehidupan. Uji keahaman dan uji kompetensi harus dikerjakan dalam buku masing-masing.

Setiap kegiatan belajar harus dikuasai dengan baik dan tuntas sebelum melanjutkan ke kegiatan belajar selanjutnya. Tingkat penguasaan materi setiap kegiatan belajar dapat dihitung sesuai rumus yang terdapat dalam lembar Umpan Balik dan Tindak Lanjut. Uji kompetensi berisi soal pilihan ganda dan soal uraian untuk mengukur tingkat penguasaan seluruh materi dalam modul ini. Sebelum melanjutkan mempelajari modul materi selanjutnya, Anda harus mencapai tingkat penguasaan 80%. Ketika tingkat penguasaan Anda di bawah 80%, silakan pelajari kembali materi yang belum Anda kuasai. Diskusikanlah materi yang sekiranya sukar dengan teman Anda.

Selamat belajar dan semoga sukses!







Story of their chemistry

# Michael Faraday

Anda pasti mengetahui siapakah foto di atas. Ya, beliau adalah Michael Faraday. Ilmuwan yang lebih dikenal sebagai "Bapak Listrik" dengan berbagai penemuannya di bidang kelistrikan.

Tahukah Anda bahwa beliau ini berasal dari keluarga tidak mampu?, dan bahkan Faraday sendiri tidak pernah mendapatkan pendidikan formal ketika masih muda hingga akhirnya beliau bertemu dengan seorang ilmuwan yang mengubah dirinya menjadi seorang ilmuwan hebat pada masa itu. Nah, berikut ini merupakan sekilas cerita perjalanan hidup Michael Faraday.

*“ Kita tidak akan pernah bisa mengukur betapa tingginya sebuah gunung, hingga kita sudah berada di puncaknya dan mengatakan bahwa sebenarnya tinggi gunung ini tidak seberapa “*

Dikutip dari Buku “Setengah Kosong Setengah Isi” karya Parlindungan Marpaung

>> jangan pernah menyerah sebelum pernah mencoba.

Seribu langkah selalu dimulai dari langkah pertama, **salah satunya dengan membaca** <<



Sumber: <http://biography.com/>

▲ Gambar 1. Michael Faraday

Nama:

**Michael Faraday**

Tempat, Tanggal Lahir:

**Newington, Inggris**

**22 September 1791**

Tanggal Wafat:

**25 Agustus 1867**

Bidang Ahli:

**Fisika, Kimia**

**M**ichael Faraday, seperti yang bisa Anda lihat pada Gambar 1, lahir pada 22 September 1791 di Newington Butts, London. Ayahnya bernama James Faraday, ibunya bernama Margaret Hastwell. Pada tahun 1786, keluarga mereka pindah dari Clapham, Yashire ke London. Ayahnya berprofesi sebagai tukang besi dengan penghasilan yang sangat sedikit, sehingga keluarganya harus bertahan hidup dengan pendapatan yang amat kecil.

Anda bisa membayangkan bagaimana kehidupan masa kecil Faraday yang dihabiskan dalam kemiskinan dan penderitaan. Ketika Faraday baru berumur 10 tahun, dia melihat teman-teman sebayanya pergi ke sekolah. Seperti halnya anak-anak yang lain, Faraday selalu ingin pergi ke sekolah, dia memohon berulang kali kepada ayahnya untuk bisa pergi ke sekolah, tetapi ayahnya selalu mengatakan “tahun depan ya”, dan “tahun depan” pun tidak pernah datang. Sebagai hasilnya, seluruh hidup Faraday tidak pernah pergi ke sekolah dan universitas. Sebenarnya ayahnya ingin menyekolahkan Faraday, tetapi mengingat penghasilan yang begitu sedikit sehingga hanya cukup untuk memenuhi kebutuhan hidup keluarga saja.

Tahukah Anda bahwa dari kecil Faraday suka membaca buku. Suatu pagi, temannya yang mengetahui Faraday suka membaca buku dan tidak bisa sekolah memberikan informasi pekerjaan di suatu toko penjilidan buku. Mengetahui ayahnya tidak mungkin menyekolahkan karena keterbatasan biaya, maka Faraday pun dengan segera menemui pemilik toko penjilidan itu. Pemilik toko itu bernama Mr. Riebau. Dia setuju untuk mempekerjakan Faraday dengan gaji tertentu, tetapi dalam pikiran Faraday pekerjaan di toko penjilidan buku lebih berharga dibandingkan gaji yang dia terima. Hal ini karena kesukaannya dengan buku, secara otomatis ketika bekerja di sana dia bisa membaca buku sepuasnya.

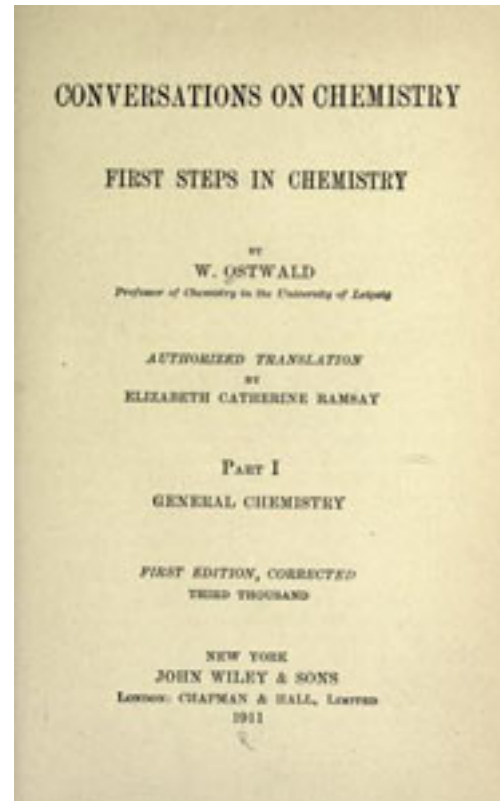
Faraday merasa sangat senang dengan pekerjaan barunya. Dia berangkat bekerja sebelum masuk jam kerja dan pulang telat di waktu senja. Faraday juga sering membawa pulang beberapa buku sehingga terkadang sedikit telat mengembalikan ke pelanggan,

salah satu contohnya ada di Gambar 2. Faraday mulai serius belajar berbagai buku sains yang masuk dalam tanggungan pekerjaannya. Dia sangat tertarik pada pelajaran sains terutama fisika dan kimia. Hal ini menjadi rutinitas Faraday untuk belajar hingga larut malam, dan terkadang terbangun pada tengah malam dan meneruskan membaca buku yang dia bawa pulang. Bahkan sering kali dia menghabiskan satu buku dalam sekali baca. Faraday bekerja di toko penjilidan buku selama lebih dari delapan tahun.

Setelah delapan tahun bekerja di toko Mr. Riebau, Faraday kemudian bergabung di toko penjilidan buku Mr. De La Roche. Selama bekerja di toko ini, Faraday telah berhasil mengatur perpustakaan sendiri yang dia simpan di dalam kamar tidur kecilnya. Seraya membaca sains dan hasil kerja para ilmuwan, Faraday mulai berhasrat di dalam hatinya untuk menjadi seorang ilmuwan.

Suatu hari, seorang pelanggan yang puas dengan pekerjaan Faraday memberi sebuah tiket kepada Faraday. Tiket itu merupakan syarat untuk mengikuti kuliah Sir Humphrey Davy di Royal Institute. Faraday sangat berterimakasih kepada pria yang memberinya tiket masuk ke kuliah, hal ini membuatnya begitu berhasrat untuk menghadiri perkuliahan itu. Faraday tiba di ruang kuliah hampir 1 jam sebelum kuliah dimulai dan duduk di barisan paling depan sehingga dia dapat melihat dan mendengar suara perkuliahan dengan jelas. Setiap hari Faraday mulai mengikuti perkuliahan, materi yang diberikan Sir Humphrey Davy memberikan kesan yang mendalam pada Faraday. Ketika Sir Davy menyampaikan materi kuliah, Faraday mencatat setiap fakta penting di dalam catatannya. Selanjutnya dia dengan sungguh-sungguh mempelajari catatan itu dan menulis beberapa halaman dan dijilid menjadi buku tipis, kemudian dia sampaikan ke rumah Humphrey Davy. Faraday menyerahkan buku itu kepada Sir Humphrey Davy dan memintanya untuk membaca buku itu di waktu luang.

Sir Davy mempelajari buku Faraday dan mengetahui itu sangat menarik. Beberapa hari berikutnya Faraday meminta pendapat Sir Davy tentang bukunya, Sir Davy mengatakan dia sangat terkesan dengan kerja Faraday dan hal ini membuat Faraday semakin terinspirasi untuk menjadi seorang ilmuwan. Pertemuan Faraday dengan Sir Davy meninggalkan kesan yang baik di pikiran Sir Davy. Beberapa bulan kemudian, Faraday mencari pekerjaan di laboratorium Sir Davy, karena keingintahuan Faraday yang begitu besar untuk bisa melihat penelitian para ilmuwan secara langsung. Faraday sangat gembira ketika diterima sebagai asisten laboratorium Sir Davy. Saat ini, Faraday begitu senang karena dia mempunyai kesempatan bekerja di bawah komando Sir Davy, seorang ilmuwan terkenal pada saat itu. Kegembiraan yang sangat besar nampak di hati Faraday demi peningkatan pengetahuannya dalam sains. Sir Davy membimbingnya beberapa aspek penting dalam fisika dan kimia yang amat membantu pengembangan pemikiran Faraday. Sir Davy pun sangat puas ketika melihat perkembangan Faraday yang cepat dalam pengambilan sesuatu.



Sumber: <http://josephsmithacademy.org>

▲ Gambar 2. Marcet's Conversations on Chemistry

Salah satu cover buku yang menjadi inspirasi Michael Faraday saat bekerja di toko Mr. Riebau

Setelah satu tahun penuh dengan kerja keras, Faraday berkesempatan menjadi salah satu anggota dari rombongan Sir Davy dalam tur eropa. Dalam tur yang penting ini, Sir Davy memberikan perkuliahan seperti yang dicatat Faraday di bukunya. Faraday juga mendapat kesempatan langka bertemu dengan para ilmuwan terkenal pada masa itu. Faraday memanfaatkan dengan baik kesempatan langka ini untuk meningkatkan pengetahuannya. Meskipun Faraday bekerja dengan begitu baik, Sir Davy tidak pernah menganggap lebih Faraday sebagai seorang pelayan, tetapi Faraday tidak pernah protes dengan sikap menjengkelkan Sir Davy. Adapun gambar dari Sir Davy sendiri dapat Anda lihat di Gambar 3.

Sekembalinya Faraday dari tur pada tahun 1815, Faraday menjadi lebih berambisi menjadi seorang ilmuwan dari pada sebelumnya. Sekarang Faraday berkeinginan membuktikan dirinya sebagai seorang ilmuwan dibandingkan hanya sebagai asisten laboratorium Sir Davy. Jadi Faraday pun mulai belajar sungguh-sungguh, dan mulai serius membuat rangkaian eksperimen hingga larut malam. Setelah melewati eksperimen yang panjang, akhirnya Faraday berhasil mengembangkan rotasi elektromagnetik. Faraday menunjukkan penemuan ini kepada Sir Davy dan meminta pendapatnya untuk dipublikasikan di jurnal ilmuwan tetapi Sir Davy menunda memberikan pendapatnya kepada Faraday dan membuat hubungan mereka sedikit bermasalah. Sir Davy tidak menyadari pencapaian Faraday saat pertama melihat dan tidak pernah memberikan masukan untuk hal ini. Bagaimanapun juga, Faraday sangat malu ketika menerima tanggapan dingin dari Sir Davy. Akan tetapi, tanpa mendapatkan persetujuan Sir Davy, Faraday tetap mempublikasikan pekerjaannya.

Setelah publikasi dokumen Faraday di jurnal sains itu, banyak ilmuwan yang tidak suka dengan Faraday menuduhnya mencuri dan meniru ide dari ilmuwan lain. Faraday tidak “menggubris” suara-suara yang dibuat lawannya, malahan Faraday melakukan lebih banyak eksperimen dan mempublikasikannya pada beberapa jurnal sains. Faraday berhasil mencairkan gas klorin pada tahun 1823 dan membuktikan bahwa gas dapat dicairkan. Pelan tapi pasti, Faraday muncul dari ketidakpastian menuju pusat perhatian sebagai ilmuwan baru.

Faraday mengirimkan permohonan ke Royal Institute pada tahun 1824 dan berusaha untuk terpilih menjadi ilmuwan di Royal Institute, tetapi permohonannya ditolak dengan kejam. Ternyata diketahui bahwa sebenarnya Sir Davy tidak ingin melihat Faraday duduk sejajar dengannya. Namun, beberapa tahun kemudian Faraday terpilih sebagai ilmuwan dari masyarakat kerajaan dan kemudian menjadi kepala laboratorium di Royal Institute.

Faraday memiliki ketertarikan khusus di bidang elektromagnetik. Setelah melakukan serangkaian eksperimen, dia berhasil menemukan induksi elektromagnetik, baterai, busur elektrik, dan elektrostatik. Penemuan tadi merupakan beberapa penemuan utama yang mengangkat reputasinya ke dalam ilmuwan baru yang paling brilian.

Faraday meninggal pada usia 76 tahun pada tanggal 25 Agustus 1867.



Sumber: <http://www.1st-art-gallery.com>

▲ Gambar 3. Sir Humphrey Davy

Sebuah perjalanan hidup yang perlu dicontoh bagi kita.

Keadaan yang serba kekurangan tidak menyurutkan semangat Faraday untuk belajar dan menggapai cita-cita. Bekerja keras dan pantang menyerah adalah sikap yang diambil Faraday dalam menjalani kehidupannya. Pemanfaatan waktu yang sangat efektif menjadi pelajaran penting ketika kita mempunyai cita-cita besar. Jangan sia-siakan waktu kita dengan hal-hal yang tidak bermanfaat karena waktu tidak akan pernah bisa diulang kembali.

Kehidupan kita berbeda dengan Faraday pada waktu itu. Sebagian besar dari kita telah mendapatkan pendidikan formal sejak Sekolah Dasar. Keadaan yang "serba ada" ini sering kali disalah artikan oleh kita. Keadaan yang seharusnya memberikan motivasi lebih untuk menggapai cita-cita yang tinggi, tetapi malah membuat sebagian besar dari kita terlena dengan keadaan. Sudah saatnya kita memanfaatkan segala yang ada untuk menjadi pribadi yang lebih baik, dan akhirnya akan membawa kemajuan bagi bangsa Indonesia.

Nah, sesuai dengan materi yang akan dipelajari kita yaitu Redoks, penemuan Faraday pada bidang kelistrikan juga akan dipelajari pada materi ini. Hukum yang ditemukan Faraday akan kita pelajari pada sub bab elektrolisis pada modul ini.

Tidak ada kata terlambat untuk memulai sesuatu yang baik selama kita masih mempunyai waktu di kehidupan ini. Mulailah memanfaatkan waktu dan fasilitas yang ada dengan baik dan bijaksana.

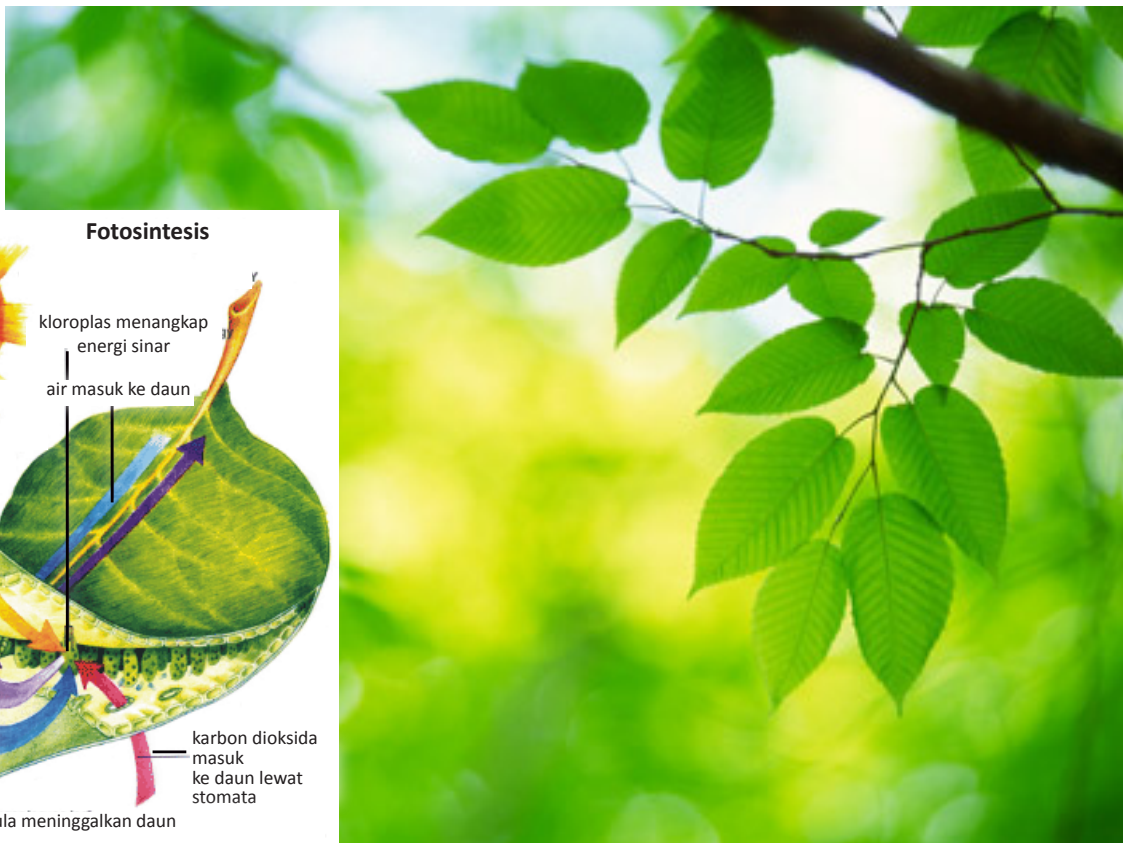
Selamat belajar!

"Jika selalu memandang negatif dan terus mengeluh tentu akan membuat sikap mental kita menjadi lebih buruk. Sebaliknya, jika disikapi dengan optimis dan penuh harapan, maka proses pembelajaran akan berlangsung dengan baik. Perubahan pikiran ini selanjutnya akan diikuti dengan perubahan perasaan yang selanjutnya membuahakan perubahan tingkah laku".

(dikutip dari Buku Setengah Isi Setengah Kosong)

Selalu optimis dalam belajar, ketika menemui kesulitan mulailah mencari referensi lain dan berdiskusi dengan yang lain.

Semua orang terlahir dengan potensi yang sama, tergantung bagaimana kita mengolah potensi yang ada.



## PENYETARAAN REAKSI REDOKS

Banyak sekali reaksi redoks yang tanpa kita sadari terjadi di sekitar kita, salah satu contohnya proses fotosintesis di atas. Pada waktu kelas X, telah kita pelajari perkembangan konsep reaksi redoks, mulai dari konsep (1) Pengikatan dan pelepasan oksigen, (2) Pengikatan dan pelepasan elektron, dan (3) Perubahan bilangan oksidasi.

Pada bagian ini kita akan membahas cara penyetaraan suatu reaksi redoks, dimana terdapat dua cara dalam penyetaraan reaksi redoks, yaitu (1) Cara bilangan oksidasi, dan (2) Cara setengah reaksi.

Setelah mempelajari sub bab ini diharapkan Anda dapat:

- menyetarakan suatu reaksi redoks dengan cara bilangan oksidasi
- menyetarakan suatu reaksi redoks dengan cara setengah reaksi

Ilmu pengetahuan merupakan salah satu jalan manusia mencapai kesejahteraan.  
 Jangan menyerah dalam memahami ilmu, salah satunya melalui sekolah.  
 Pepatah mengatakan " carilah ilmu sampai ke negeri China "

Pada waktu kelas X kita sudah mempelajari tentang konsep reaksi redoks. Suatu persamaan reaksi redoks sederhana dapat kita setarakan secara langsung, tetapi untuk reaksi yang kompleks sukar untuk disetarakan. Ketika kita menemui persamaan reaksi redoks yang rumit, kita dapat menyetarakannya dengan dua cara, yaitu cara bilangan oksidasi (biloks) dan cara setengah reaksi.

# 1. Cara Bilangan Oksidasi (biloks)

Cara yang pertama ini dapat kita gunakan untuk menyetarakan persamaan reaksi redoks dalam larutan maupun tidak dalam larutan. Penyetaraan persamaan reaksi redoks dengan cara ini didasarkan pada jumlah penambahan bilangan oksidasi pada reaksi oksidasi sama dengan jumlah penurunan bilangan oksidasi pada reaksi reduksi. Adapun tahap-tahapnya bisa dilihat di bawah ini.

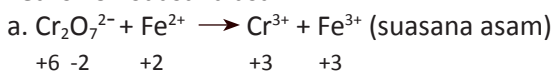
1. Menentukan bilangan oksidasi atom yang mengalami reduksi dan oksidasi (bilangan oksidasinya berubah)
2. Menyetarakan jumlah atom yang bilangan oksidasinya berubah dengan menambahkan koefisien
3. Menghitung selisih total bilangan oksidasi atom yang menyebabkan perubahan bilangan oksidasi
4. Menyetarakan selisih total bilangan oksidasi atom dengan mengalikan koefisien yang sesuai
5. Untuk reaksi ion, menyetarakan jumlah muatan dengan menambahkan ion H<sup>+</sup> (ketika dalam suasana asam) atau OH<sup>-</sup> (ketika dalam suasana basa). Kemudian menyetarakan jumlah atom H dengan menambahkan H<sub>2</sub>O pada ruas yang kekurangan atom H.

Untuk reaksi yang bukan reaksi ion, sesuaikan koefisien yang lain agar atom-atomnya setara.

Silakan perhatikan beberapa contoh penyetaraan reaksi redoks berikut ini:

### Contoh:

1. Reaksi ion suasana asam



Biloks Cr berubah dari +6 menjadi +3  
Biloks Fe berubah dari +2 menjadi +3



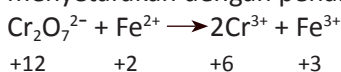
Atom yang mengalami perubahan bilangan oksidasi adalah Cr dan Fe

b. Menyetarakan jumlah atom

- Jumlah atom Cr di ruas kiri = 2, di ruas kanan = 1  
Menambahkan koefisien 2 pada Cr<sup>3+</sup> di ruas kanan
- Jumlah atom Fe di ruas kiri = 1, di ruas kanan = 1  
Jumlah atom Fe sudah setara



c. Menghitung selisih total bilangan oksidasi masing-masing atom dan menyetarakan dengan penambahan koefisien



karena jumlah atom Cr ada 2, maka jumlah total biloks Cr = 2 x (+6) = +12  
----- begitu juga dengan atom Fe



selisih antara biloks atom di sisi kiri dengan atom di sisi kanan

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  dan  $\text{Cr}^{3+}$  dikalikan 1,  $\text{Fe}^{2+}$  dan  $\text{Fe}^{3+}$  dikalikan 6  
diperoleh :  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 6\text{Fe}^{3+}$

d. Menyetarakan jumlah muatan

Jumlah muatan di ruas kiri =  $(-2)+6(+2)=+10$

Jumlah muatan di ruas kanan =  $2(+3)+6(+3)=+24$

Menambahkan  $14\text{H}^+$  di ruas kiri untuk menyetarakan muatan

diperoleh:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Fe}^{2+} + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 6\text{Fe}^{3+}$

e. Menyetarakan jumlah atom H dan O

Jumlah atom H di ruas kiri = 14

Jumlah atom H di ruas kanan = 0

Menambahkan  $7\text{H}_2\text{O}$  di ruas kanan ( $1/2 \times$  jumlah atom H)

Reaksi Setara:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Fe}^{2+} + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 6\text{Fe}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$

2. Reaksi ion suasana basa

a.  $\text{MnO}_4^- + \text{ClO}_2^- \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{ClO}_4^-$  (suasana basa)

+7 -2 +3 -2 +4 -2 +7 -2

Atom yang mengalami perubahan bilangan oksidasi adalah Mn dan Cl

b. Menyetarakan jumlah atom

- Jumlah atom Mn di ruas kiri = 1, di ruas kanan = 1

Jumlah atom Mn sudah setara

- Jumlah atom Cl di ruas kiri = 1, di ruas kanan = 1

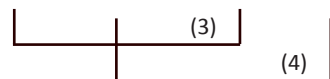
Jumlah atom Cl sudah setara

diperoleh:  $\text{MnO}_4^- + \text{ClO}_2^- \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{ClO}_4^-$

c. Menghitung selisih total bilangan oksidasi masing-masing atom dan disetarakan dengan penambahan koefisien

$\text{MnO}_4^- + \text{ClO}_2^- \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{ClO}_4^-$

+7 +3 +4 +7



$\text{MnO}_4^-$  dan  $\text{MnO}_2$  dikalikan 4,  $\text{ClO}_2^-$  dan  $\text{ClO}_4^-$  dikalikan 3

diperoleh:  $4\text{MnO}_4^- + 3\text{ClO}_2^- \rightarrow 4\text{MnO}_2 + 3\text{ClO}_4^-$

d. Menyetarakan jumlah muatan

Jumlah muatan di ruas kiri =  $4(-1)+3(-1)= -7$

Jumlah muatan di ruas kanan =  $4(0)+3(-1)= -3$

Menambahkan  $4\text{OH}^-$  di ruas kanan untuk menyetarakan muatan

diperoleh:  $4\text{MnO}_4^- + 3\text{ClO}_2^- \rightarrow 4\text{MnO}_2 + 3\text{ClO}_4^- + 4\text{OH}^-$

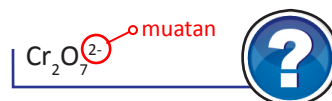
e. Menyetarakan jumlah atom H

Jumlah atom H di ruas kiri = 0

Jumlah atom H di ruas kanan = 4

Menambahkan  $2\text{H}_2\text{O}$  di ruas kiri ( $1/2 \times$  jumlah atom H)

Reaksi Setara:  $4\text{MnO}_4^- + 3\text{ClO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{MnO}_2 + 3\text{ClO}_4^- + 4\text{OH}^-$



Sumber:  
<http://www.rijalulfathani.blogspot.com>

▲ Gambar 4. Rumah Terbakar

Pembakaran merupakan salah satu contoh reaksi redoks di sekitar kita. Bahkan adanya peristiwa pembakaran menjadi awal mula dikenalnya istilah redoks (reduksi oksidasi). Pada proses pembakaran terjadi pengikatan oksigen oleh suatu zat.



## 3. Bukan reaksi ion



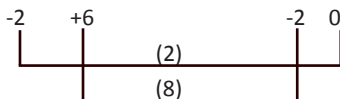
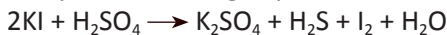
Atom yang mengalami perubahan bilangan oksidasi adalah I dan S

## b. Menyetarakan jumlah atom

- Jumlah atom I di ruas kiri = 1, di ruas kanan = 2  
Tambahkan koefisien 2 pada KI di ruas kiri
- Jumlah atom S di ruas kiri pada  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 1$ , di ruas kanan pada  $\text{H}_2\text{S} = 1$   
Jumlah atom S sudah setara



## c. Menghitung selisih total bilangan oksidasi masing-masing atom dan menyetarakan dengan penambahan koefisien



2KI dan  $\text{I}_2$  dikalikan 4,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dan  $\text{H}_2\text{S}$  dikalikan 1  
diperoleh:  $8\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$

## d. Menyetarakan jumlah atom

- Jumlah atom K di ruas kiri = 8, di ruas kanan = 2  
Tambahkan koefisien 4 pada  $\text{K}_2\text{SO}_4$  di ruas kiri  
 $8\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 4\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Jumlah atom S di ruas kiri = 1, di ruas kanan = 5  
Tambahkan koefisien 5 pada  $\text{H}_2\text{SO}_4$  di ruas kiri  
 $8\text{KI} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 4\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Jumlah atom H di ruas kiri = 10, di ruas kanan = 4  
Tambahkan koefisien 4 pada  $\text{H}_2\text{O}$  di ruas kanan



"Jangan takut kita akan bergerak lambat. Hal itu lebih baik daripada tidak berjalan"

-- Mario Teguh --

Belajar tidak harus langsung paham, semua butuh proses. Ketika menemui kesulitan janganlah berhenti, mulailah berdiskusi dengan teman atau guru.

## Pengayaan

Apakah Anda ingat tentang fotosintesis ?

Ya, fotosintesis adalah proses pembuatan gula oleh tumbuhan dari karbon dioksida dan air dengan bantuan sinar matahari.

Tahukah Anda bahwa reaksi pada fotosintesis juga termasuk dalam reaksi redoks, coba Anda ingat kembali reaksi pada fotosintesis dan setarakan reaksi yang terjadi saat fotosintesis dengan menggunakan cara bilangan oksidasi yang telah Anda pelajari.

## Kesimpulan

Kita telah selesai mempelajari penyetaraan reaksi redoks dengan cara bilangan oksidasi. Ada enam langkah dalam menyetarakan reaksi redoks dengan cara bilangan oksidasi, yaitu:

1. Menentukan atom yang biloksnya berubah
2. Menyetarakan jumlah atom yang biloksnya berubah
3. Menghitung selisih total perubahan biloksnya
4. Menyetarakan selisih total perubahan biloks
5. Menyetarakan jumlah muatan
6. Menyetarakan jumlah atom H dan O serta atom lainnya



## Uji Kepahaman

Untuk mengukur bagaimana penguasaan materi yang telah Anda pelajari, silakan Anda kerjakan soal uji kephahaman di bawah ini di buku Anda masing-masing.

Setarakan persamaan reaksi redoks berikut dengan cara bilangan oksidasi

1.  $\text{MnO}_4^-(aq) + \text{SO}_3^{2-}(aq) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$  (suasana asam)
2.  $\text{Cl}_2(g) + \text{IO}_3^-(aq) \rightarrow \text{Cl}^-(aq) + \text{IO}_4^-(aq)$  (suasana basa)
3.  $\text{Cu}(s) + \text{NO}_3^-(aq) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(aq) + \text{NO}(aq)$  (suasana asam)
4.  $\text{Cr}(\text{OH})_4^-(aq) + \text{BrO}^-(aq) \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}(aq) + \text{Br}^-(aq)$  (suasana basa)
5.  $\text{PbO}(s) + \text{NH}_3(g) \rightarrow \text{Pb}(s) + \text{N}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$



### Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Cocokkanlah jawaban Anda dengan kunci jawaban Uji Kepahaman Reaksi Redoks Bilangan Oksidasi yang terdapat di bagian akhir modul ini, dan hitung nilai jawaban Anda yang benar. Kemudian gunakan rumus di bawah ini untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi penyetaraan reaksi redoks cara bilangan oksidasi pada Kegiatan Belajar 1.

**Rumus:**

$$\text{Tingkat Penguasaan} = \frac{\text{Jumlah nilai jawaban Anda yang benar}}{100} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan yang Anda capai:

- 90% - 100% = bagus sekali
- 80% - 89% = bagus
- 70% - 79% = cukup
- 69% = kurang

Kalau Anda mencapai tingkat penguasaan 80% ke atas, Anda dapat melanjutkan dengan materi selanjutnya. **Bagus!** Tetapi apabila tingkat penguasaan Anda di bawah 80%, Anda harus mengulangi kegiatan belajar 1 Penyetaraan reaksi redoks cara bilangan oksidasi, terutama yang belum Anda kuasai.

## 2. Cara Setengah-Reaksi

Selain menggunakan cara bilangan oksidasi, kita dapat menyetarakan suatu reaksi redoks dengan cara setengah-reaksi. Cara setengah-reaksi hanya dapat kita gunakan untuk menyetarakan persamaan reaksi redoks yang berlangsung dalam larutan. Penyetaraan reaksi redoks dengan cara setengah-reaksi atas dasar jumlah elektron yang dilepaskan pada reaksi oksidasi sama dengan jumlah elektron yang diterima pada reaksi reduksi.

Kita akan menyetarakan persamaan reaksi redoks cara setengah-reaksi dengan mengikuti tahap-tahap berikut ini.

1. Memecah reaksi menjadi dua persamaan setengah-reaksi, yaitu penurunan bilangan oksidasi (reduksi) dan kenaikan bilangan oksidasi (oksidasi)
2. Menyetarakan jumlah atom yang mengalami reduksi dan oksidasi dengan penambahan koefisien
3. Menyetarakan jumlah atom-atom lain. Oleh karena reaksi ini berlangsung dalam larutan air maka perlu melibatkan molekul  $H_2O$  maupun  $H^+$  dalam suasana asam atau  $OH^-$  dalam suasana basa.
  - a. Dalam suasana asam, menambahkan molekul  $H_2O$  pada pihak yang kekurangan atom O, dan menambahkan ion  $H^+$  pada pihak yang kekurangan atom H
  - b. Dalam suasana basa, menambahkan molekul  $H_2O$  pada pihak yang kelebihan atom O sebanyak lebihnya dan menambahkan ion  $OH^-$  pada pihak lawannya
4. Menyetarakan jumlah muatan pada masing-masing reaksi dengan menambahkan elektron ( $e^-$ ) sejumlah perbedaan muatan pada pihak yang lebih bermuatan positif
5. Menyetarakan jumlah elektron kedua setengah reaksi dengan menambah koefisien
6. Akhirnya, menjumlahkan kedua setengah-reaksi tersebut.

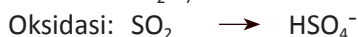
Silahkan perhatikan beberapa contoh penyetaraan reaksi redoks dengan cara setengah reaksi.

### Contoh:

1. Suasana asam



- a. Pemecahan dua setengah reaksi

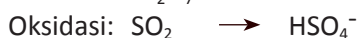
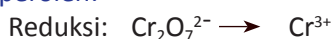


- b. Penyetaraan jumlah atom yang mengalami reduksi dan oksidasi

- Pada reaksi reduksi jumlah atom Cr ruas kiri = 2, ruas kanan = 1, sehingga ruas kanan ditambah koefisien 2

- Pada reaksi oksidasi jumlah atom S ruas kiri = 1, ruas kanan = 1, jumlah atom setara.

diperoleh:

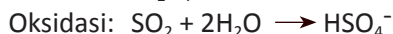
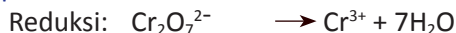


## c. Penyetaraan jumlah atom-atom lain

## • Penyetaraan jumlah atom O

- Pada reaksi reduksi jumlah atom O ruas kiri = 7, ruas kanan = 0, sehingga ruas kanan ditambah  $7\text{H}_2\text{O}$
- Pada reaksi oksidasi jumlah atom O ruas kiri = 2, ruas kanan = 4, sehingga ruas kiri ditambah  $2\text{H}_2\text{O}$

## diperoleh:



## • Penyetaraan atom H

- Pada reaksi reduksi jumlah atom H ruas kiri = 14, ruas kanan = 0, sehingga ruas kiri ditambah  $14\text{H}^+$
- Pada reaksi oksidasi jumlah atom H ruas kiri = 4, ruas kanan = 1, sehingga ruas kanan ditambah  $3\text{H}^+$

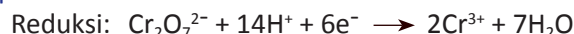
## diperoleh:



## d. Penyetaraan jumlah muatan

- Pada reaksi reduksi jumlah muatan ruas kiri = +12, ruas kanan = +6, sehingga ruas kiri ditambah  $6\text{e}^-$
- Pada reaksi oksidasi jumlah muatan ruas kiri = 0, ruas kanan = +2, sehingga ruas kanan ditambah  $2\text{e}^-$

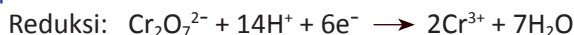
## diperoleh:



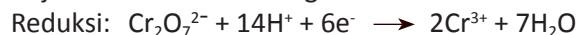
## e. Penyetaraan jumlah elektron

Pada reaksi reduksi jumlah elektron = 6, reaksi oksidasi = 2, sehingga pada reaksi oksidasi dikalikan 3 sedangkan reaksi reduksi dikalikan 1.

## diperoleh:



## f. Penjumlahan kedua setengah reaksi

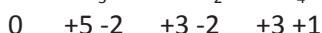


Sumber: <http://simakinfo.blogspot.com>

▲ Gambar 5. Pesawat Luar Angkasa

Pembakaran bahan bakar roket/ pesawat luar angkasa terjadi secara lebih efisien dengan adanya zat pengoksidasi (oksidator).

## 2. Suasana basa



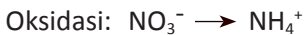
## a. Pemecahan dua setengah reaksi



## b. Penyetaraan jumlah atom yang mengalami reduksi dan oksidasi

- Pada reaksi reduksi jumlah atom Al ruas kiri = 1, ruas kanan = 1, jumlah atom setara
- Pada reaksi oksidasi jumlah atom N ruas kiri = 1, ruas kanan = 1, jumlah atom setara.

diperoleh:



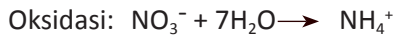
c. Penyetaraan jumlah atom-atom lain

• Penyetaraan jumlah atom O

- Pada reaksi reduksi jumlah atom O ruas kiri = 0, ruas kanan = 2, sehingga ruas kanan ditambah  $2\text{H}_2\text{O}$

- Pada reaksi oksidasi jumlah atom O ruas kiri = 3, ruas kanan = 0; jumlah atom H ruas kiri = 0, ruas kanan = 4 sehingga ruas kiri ditambah  $7\text{H}_2\text{O}$

diperoleh:

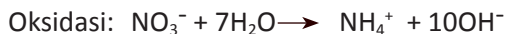


• Penyetaraan atom H

- Pada reaksi reduksi jumlah atom H ruas kiri = 0, ruas kanan = 4, sehingga ruas kiri ditambah  $4\text{OH}^-$

- Pada reaksi oksidasi jumlah atom H ruas kiri = 14, ruas kanan = 4, sehingga ruas kanan ditambah  $10\text{OH}^-$

diperoleh:

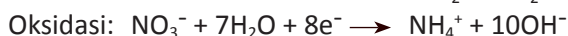


d. Penyetaraan jumlah muatan

- Pada reaksi reduksi jumlah muatan ruas kiri = -4, ruas kanan = -1, sehingga ruas kanan ditambah  $3\text{e}^-$

- Pada reaksi oksidasi jumlah muatan ruas kiri = -1, ruas kanan = -9, sehingga ruas kiri ditambah  $8\text{e}^-$

diperoleh:



e. Penyetaraan jumlah elektron

Pada reaksi reduksi jumlah elektron = 3, reaksi oksidasi = 8, sehingga pada reaksi oksidasi dikalikan 3 sedangkan reaksi reduksi dikalikan 8.

diperoleh:



f. Penjumlahan kedua setengah reaksi



ketika menjumpai setengah reaksi yang di satu sisi terdapat atom O, sedangkan sisi satunya terdapat atom H. Maka penambah  $\text{H}_2\text{O}$  pada pihak kelebihan O sebanyak jumlah atom O+H.



## Pengayaan

Bagaimana ya langkah kita menyetarakan reaksi redoks dengan cara setengah reaksi ?

Kesalahan selalu berjalan seiring dengan semua usaha kita mencapai keberhasilan. Jangan pernah takut melakukan kesalahan, karena hal itu merupakan awal kita mencapai keberhasilan yang kita impikan. Namun, jangan biarkan diri kita melakukan kesalahan yang sama berulang kali. Belajar dari kesalahan akan membuat kita lebih teliti dan hati-hati dalam melangkah.

## Kesimpulan

Cara kedua untuk menyetarakan reaksi redoks telah kita pelajari bersama. Ada enam langkah dalam menyetarakan reaksi redoks dengan cara setengah reaksi, yaitu:

1. Memecah reaksi menjadi dua persamaan setengah-reaksi
2. Menyetarakan jumlah atom yang biloksinya berubah
3. Menyetarakan jumlah atom O dan H
4. Menyetarakan jumlah muatan
5. Menyetarakan jumlah elektron
6. Menjumlahkan kedua setengah-reaksi

## Uji Kepahaman

Untuk mengukur bagaimana penguasaan materi yang telah Anda pelajari, silakan Anda kerjakan soal uji kephahaman di bawah ini di buku Anda masing-masing.

Setarakan persamaan reaksi redoks berikut dengan cara setengah reaksi

1.  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \text{VO}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{VO}_3^-(\text{aq})$  (suasana asam)
2.  $\text{Zn}(\text{s}) + \text{NO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-}(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq})$  (suasana basa)
3.  $\text{MnO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{MnO}_2(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq})$  (suasana asam)
4.  $\text{Cr}(\text{OH})_3(\text{s}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$  (suasana basa)



### Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Cocokkanlah jawaban Anda dengan kunci jawaban Uji Kepahaman Reaksi Redoks Setengah Reaksi yang terdapat di bagian akhir modul ini, dan hitung nilai jawaban Anda yang benar. Kemudian gunakan rumus di bawah ini untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi penyetaraan reaksi redoks cara setengah reaksi pada Kegiatan Belajar 1.

#### Rumus:

$$\text{Tingkat Penguasaan} = \frac{\text{Jumlah nilai jawaban Anda yang benar}}{100} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan yang Anda capai:

- 90% - 100% = bagus sekali
- 80% - 89% = bagus
- 70% - 79% = cukup
- 69% = kurang

Kalau Anda mencapai tingkat penguasaan 80% ke atas, Anda dapat melanjutkan dengan materi selanjutnya. **Bagus!** Tetapi apabila tingkat penguasaan Anda di bawah 80%, Anda harus mengulangi kegiatan belajar 1 Penyetaraan reaksi redoks cara setengah reaksi, terutama yang belum Anda kuasai.

# Chemistry Around Us



## Ledakan Pabrik Pupuk Nitrogen

Apakah di antara Anda ada yang bapaknya seorang petani? Tentunya Anda sekalian tahu apa itu pupuk nitrogen dan kegunaannya. Ternyata bahan dasar pupuk nitrogen merupakan bahan yang mudah meledak. Kita akan mengetahui bagaimana sebuah pabrik pupuk dapat meledak dengan mencermati cerita berikut ini.

- 21 September 1921 -  
Oppau -[Rhénanie] Jerman



Sumber: French Ministry of Environment - DPPR / SEI / BARPI

▲ Gambar 6. Lubang hasil ledakan

Sejak 1919, campuran KCl dan  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  mulai diganti secara bertahap dengan 50 : 50 campuran  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  dan  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  yang disebut "*mischsoltz*". Campuran ini bersifat sangat higroskopis sehingga sering menggumpal menjadi padatan keras. Campuran ini ditempatkan dalam suatu bangunan yang disebut "silo 110" yang berukuran  $60\text{m} \times 30\text{m} \times 20\text{m}$ .

Pada 21 September 1921, ketika teknisi pabrik menyiapkan lubang untuk memecahkan gumpalan campuran "*mischsoltz*" dengan dinamit di dalam "silo 110" pada pukul 7.00, tiba-tiba pukul 7.32 pagi terjadi ledakan yang sangat dahsyat hingga membuat lubang sebesar  $90\text{m} \times 125\text{m}$  sedalam 20m seperti terlihat dalam Gambar 6. Berdasarkan saksi mata, terdapat 2 ledakan yang terjadi, ledakan itu sampai terbaca oleh Seismografik di Stuttgart yang berjarak 150 km dari Oppau, bahkan ledakan terdengar sampai Munich yang berjarak 275 km dari pabrik. Ledakan ini menyebabkan kematian 561 pekerja, 1952 orang luka-luka dan 7500 orang kehilangan tempat tinggal, reruntuhan setelah ledakan terjadi bisa kita lihat di Gambar 7. Sekitar 80% bangunan di Oppau hancur. Kerugian material ini mencapai 1,7 juta US dolar.

Kompleks bangunan pabrik pupuk ini dibangun pada tahun 1911 seluas 8 hektar mulai memproduksi pupuk nitrogen dua tahun sebelumnya. Pembuatan pupuk mengandung campuran utama berupa KCl dan  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  dengan perbandingan sama. Bahan mentah amonia dengan menggunakan proses Haber-Bosch dengan gas nitrogen. Terdapat sekitar 8000 orang bekerja di bagian ini.

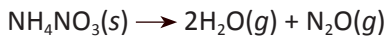
Selama masa perang, garam-garam amonia diproduksi untuk keperluan militer sebagai penyusun bahan peledak. Namun setelah tahun 1918, garam amonia mulai diproduksi untuk keperluan publik.



Sumber: French Ministry of Environment  
- DPPR / SEI / BARPI

▲ Gambar 7. Reruntuhan bangunan setelah ledakan

Amonium nitrat ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ), mempunyai dua buah atom nitrogen dengan bilangan oksidasi yang berbeda, yaitu -3 dalam ion ammonium ( $\text{NH}_4^+$ ) dan +5 dalam ion nitrat ( $\text{NO}_3^-$ ). Senyawa ini sebagian besar digunakan sebagai bahan baku pembuatan pupuk nitrogen, tetapi bersifat sangat eksplosif dan berpotensi meledak. Pemanasan mengakibatkan dekomposisi atau disproporsionasi eksotermik dengan menghasilkan  $\text{N}_2\text{O}$  yang mempunyai bilangan oksidasi +1, menurut persamaan reaksi:



Kecelakaan yang terjadi di pabrik pupuk seperti di atas terjadi karena kurangnya pengetahuan kimia tentang sifat amonium nitrat. Sifatnya yang sangat eksplosif dan mudah terurai karena pemanasan, seharusnya jangan sampai terkena panas. Namun, dalam kasus ledakan pabrik pupuk itu terjadi karena gumpalan  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  sebagai bahan baku pupuk dipecah dengan meledakkannya menggunakan dinamit. Akibatnya sangat fatal hingga membuat 561 pekerja pabrik itu meninggal.

Sumber:

French Ministry of Environment - DPPR / SEI / BARPI. 2008

[http://en.wikipedia.org/w/index.php?title=Texas\\_City\\_disaster&redirect=no](http://en.wikipedia.org/w/index.php?title=Texas_City_disaster&redirect=no)

[http://en.wikipedia.org/wiki/Ammonium\\_nitrate\\_disasters](http://en.wikipedia.org/wiki/Ammonium_nitrate_disasters)



Sumber: <http://www.kliklumiglow.com>

▲ Gambar 8. Proses Penuaan Manusia

## Penuaan

Mendengar kata ini, pasti banyak diantara Anda yang langsung berpikir tentang berbagai produk anti-aging mulai dari yang berbentuk krim wajah, pil, kapsul.

Nah, berikut ini penjelasan tentang penuaan dan hubungannya dengan materi kita (redoks).

Proses penuaan seperti dapat kita lihat pada Gambar 8, terjadi akibat adanya proses oksidasi terhadap sel tubuh kita. Proses oksidasi ini dilakukan oleh suatu radikal-bebas. Radikal-bebas sendiri secara umum merupakan suatu molekul yang relatif tidak stabil karena adanya satu atau lebih elektron tidak berpasangan. Sebelum abad ke-20 radikal-bebas diartikan sebagai suatu kelompok atom yang akan membentuk molekul, hingga seorang ilmuwan Rusia bernama Moses Gomberg, membuat radikal-bebas organik pertama dari trifenilmetan, senyawa hidrokarbon yang digunakan sebagai bahan dasar berbagai zat pewarna. Radikal-bebas ini mempunyai elektron bebas sehingga selalu mencari elektron agar “dia” stabil, salah satunya dengan mengambil elektron dari molekul-molekul dalam sel tubuh. Akibatnya sel itu akan rusak dan efeknya kita menjadi semakin tua.

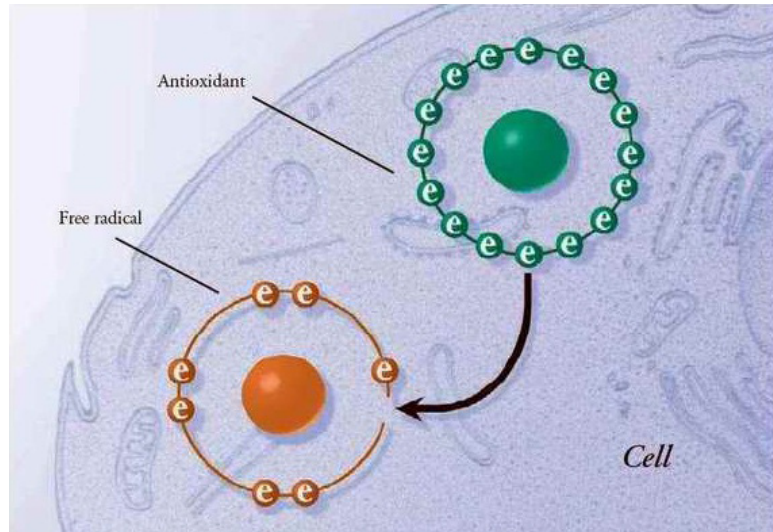
Tahukah Anda bahwa sebenarnya radikal-bebas dihasilkan dari suatu proses pembakaran seperti merokok, memasak, pembakaran bahan bakar minyak, dsb. Selain itu, ternyata tubuh kita sendiri juga menghasilkan suatu radikal-bebas dalam bentuk *reactive oxygen species* (ROS). Radikal-bebas ini dihasilkan sebagai konsekuensi kita menghirup oksigen sebagai bahan metabolisme dalam sel. Layaknya batang besi yang ketika ditinggalkan semakin lama semakin berkarat karena proses oksidasi, begitu pula sel dalam tubuh kita ketika terkena radikal-bebas. Radikal-bebas yang menyerang molekul dalam sel akan menyebabkan molekul itu kehilangan elektron menjadi suatu radikal-bebas yang baru, kemudian radikal-bebas itu akan



mulai mencari “korban” baru menghasilkan radikal-bebas yang baru, begitu seterusnya. Bisa dibayangkan bagaimana kalau kita terkena radikal-bebas terus-menerus tiap harinya. Berapa banyak sel tubuh kita yang akan rusak setiap hari? Tentunya sangat banyak.

Sebenarnya radikal-bebas yang berupa ROS ini juga berfungsi sebagai antiperadangan, dan antibakteri. Akan tetapi, adanya sumber radikal-bebas dari luar tubuh menyebabkan proporsi penangkal radikal bebas dalam tubuh kita tidak mampu melawan radikal-bebas yang ada dalam tubuh. Keadaan ini disebut stress oksidatif yang memunculkan berbagai penyakit.

Pemicu stress oksidatif ini adalah karena kurangnya produksi antiradikal bebas dalam tubuh dan semakin banyaknya radikal yang dihasilkan di lingkungan. Stress oksidatif ini memicu kerusakan sel, jaringan, organ dan bahkan penuaan dini serta berbagai penyakit yang sering dialami oleh masyarakat saat ini. Berbagai penyakit yang telah diteliti dan diduga kuat berkaitan dengan aktivitas radikal bebas mencakup lebih dari 50 macam, di antaranya adalah stroke, asma, diabetes melitus, berbagai penyakit radang usus, penyumbatan kronis pembuluh darah di jantung, parkinson, hingga kanker dan AIDS.



Sumber: <http://www.masturoh-hakim.blogspot.com>

▲ Gambar 9. Netralisasi antioksidan terhadap radikal bebas

Namun, semua yang ada di dunia ini diciptakan secara seimbang. Ketika tubuh kita menghasilkan suatu radikal-bebas dari proses metabolisme, antiradikal bebas juga dihasilkan secara alami oleh tubuh yang disebut antioksidan. Sistem defensif dianugerahkan terhadap setiap sel berupa perangkat antioksidan enzimatis (*glutathione, ubiquinol, catalase, superoxide dismutase, hydroperoxidase*). Antioksidan kaya akan elektron, sehingga salah satu elektronnya dapat diberikan kepada radikal-bebas, sehingga radikal bebas akan berkurang seperti dapat kita lihat pada Gambar 9.

Langkah pencegahan yang bisa dilakukan untuk mengurangi dampak adanya radikal bebas adalah dengan mengonsumsi berbagai makanan yang mengandung zat antioksidan seperti vitamin C, E, karoten, senyawa fenolik. Senyawa-senyawa antioksidan ini banyak terdapat di sayuran dan buah-buahan, bahkan sudah banyak beredar juga produk-produk yang menawarkan anti penuaan dini.

Oleh karena itu, sebaiknya kita mulai mengatur kembali pola hidup kita seperti menghindari makanan-makanan tidak segar, merokok, minuman keras. Selain itu, olahraga teratur, rajin mengonsumsi buah dan sayuran, kalau perlu mulai mengonsumsi suplemen vitamin dan anti oksidan.

Sumber:

[http://www.chem-is-try.org/artikel\\_kimia/biokimia/mengenal-dan-menangkal-radikal-bebas/](http://www.chem-is-try.org/artikel_kimia/biokimia/mengenal-dan-menangkal-radikal-bebas/)

<http://www.amazing-glutathione.com/what-are-free-radicals.html>

<http://www.medicalinsider.com/oxidative.html>



## Pemutih Baju



Sumber: <http://www.forumbebas.com>

▲ Gambar 10.  
Pemutih Baju

Baju putih menjadi seragam wajib untuk anak sekolah. Semakin putih baju yang kita pakai, kita akan semakin nyaman dan *pede* untuk memakainya. Sebaliknya jika baju putih kita sudah tidak lagi putih sering kali membuat kita minder. Nah, saat ini banyak dijual produk-produk deterjen atau pemutih yang dapat mengembalikan warna putih cemerlang dari baju putih/seragam kita, seperti dapat kita lihat di Gambar 10. Cara kerja dari produk-produk pemutih ini tidak lepas dari konsep redoks yang sedang kita bahas. Berikut adalah prinsip redoks yang ada dalam suatu pemutih baju.

Sebelumnya, kita ingat dulu pelajaran fisika tentang warna putih. Warna putih merupakan gabungan dari seluruh warna dari cahaya matahari. Matahari sendiri seperti yang kita tahu mempunyai berbagai warna seperti merah, jingga, kuning, hijau, biru, dan ungu. Ketika semua warna dalam cahaya matahari digabungkan maka akan menjadi cahaya putih yang tertangkap oleh indra penglihatan kita. Setiap benda mempunyai kemampuan untuk menyerap atau memantulkan jenis warna dari sinar matahari. Sebuah benda yang menyerap semua warna dalam sinar matahari kecuali warna merah misalnya, maka mata kita akan menangkap bahwa benda itu berwarna merah. Namun, jika benda itu mempunyai kecenderungan untuk menyerap salah satu warna misalnya biru, sedangkan warna yang lain dipantulkan maka warna yang kita tangkap oleh indra penglihatan kita kekurangan warna

biru sebagai warna kuning. Jika kebetulan benda yang disebutkan di atas tadi merupakan noda yang menempel pada baju putih kita, tentunya baju yang seharusnya putih cemerlang menjadi berwarna kuning, membuat baju putih kita tidak lagi berwarna putih. Dengan sigap kita akan menggunakan pemutih baju untuk mengembalikan warna putih dari baju itu.

Sebuah benda yang berwarna merupakan akibat dari benda itu menyerap energi cahaya matahari. Semua benda berwarna mempunyai elektron-elektron di dalamnya. Ingat kembali materi kimia kelas X tentang struktur atom. Elektron mempunyai tingkatan energi yang tertentu. Saat sebuah benda menyerap energi cahaya matahari, sebenarnya elektronlah yang menyerap energi itu. Elektron dengan tingkat energi rendah yang telah menyerap energi cahaya matahari membuatnya berpindah (promosi) ke tingkatan energi yang lebih tinggi. Nah, saat elektron itu kembali ke tingkat energi yang semula (rendah), disertai dengan pelepasan energi dengan tingkat warna tertentu. Hal ini menjadi dasar kerja pemutih baju yang dipakai kita untuk memutihkan baju. Molekul-molekul dari pemutih akan melahap (mengikat) elektron-elektron yang ada di noda baju. Ketika noda baju sudah tidak mempunyai elektron, maka noda tidak akan mampu membuat kuning baju putih. Bahan-bahan yang digunakan dalam pemutih ini disebut agen pengoksidasi (oksidator). Oksidator yang lazim digunakan adalah natrium hipoklorit ( $\text{NaOCl}$ ). Natrium hipoklorit ini akan menangkap elektron yang ada di noda pakaian sehingga warna baju kembali putih. Reaksi yang terjadi merupakan reaksi oksidasi.



Dalam pemutih yang beredar di pasaran terdapat natrium hipoklorit sebesar 5,25% yang dilarutkan dalam air biasa. Semakin banyak kita menggunakan pemutih, secara otomatis semakin banyak elektron yang ditangkap dan baju kita semakin putih cemerlang.

Sumber:

<http://www.e-dukasi.net/index>

<http://www.chem-is-try.org/>



# SEL ELEKTROKIMIA

Anda semua pasti mengetahui tentang baterai, aki motor yang jenisnya sudah bermacam-macam di sekitar kita. Tahukah bahwa barang-barang tersebut menerapkan prinsip ilmu kimia yaitu sel elektrokimia.

Dalam bagian ini kita akan mempelajari masalah elektrokimia, berkenalan dengan potensial reduksi serta hubungannya dengan spontanitas reaksi, dan juga pemanfaatan elektrokimia dalam kehidupan sehari-hari.

Setelah mempelajari sub bab ini diharapkan Anda dapat:

- menjelaskan pengertian elektrokimia
- menjelaskan pengertian potensial reduksi
- menjelaskan spontanitas reaksi berdasarkan data  $E^0$
- memberikan contoh pemanfaatan elektrokimia dalam kehidupan sehari-hari

Apapun yang terjadi - yang Anda yakini adalah kekuatan Anda  
Apapun yang terjadi - Anda harus tetap pada tujuan Anda  
Apapun yang terjadi - yang Anda yakini adalah apa yang akan terjadi  
-- Mario Teguh --

tetaplah yakin pada tujuan utama dari belajar kita. Pada hakikatnya belajar adalah mencari ilmu. Apapun yang terjadi, apapun yang menghalangi, bagaimanapun susahnyapun memahami materi, tetaplah berusaha dan mencoba karena kita punya kemampuan memahami suatu ilmu.

Sebelumnya kita telah mempelajari bagaimana cara menyetarakan suatu reaksi redoks. Perlu Anda ketahui terdapat dua kemungkinan dari reaksi redoks. Suatu reaksi redoks itu dapat berlangsung secara spontan maupun tidak spontan. Reaksi redoks yang berlangsung secara spontan disertai pembebasan energi, sedangkan reaksi redoks yang tidak spontan memerlukan energi untuk berlangsungnya reaksi meskipun bisa saja reaksi totalnya membebaskan energi.

Pada bagian ini kita akan mempelajari suatu reaksi redoks yang berlangsung secara spontan. Reaksi redoks yang berlangsung spontan dapat menghasilkan suatu energi listrik, dimana dinamakan sebagai sel volta atau sel galvanik. Berikut adalah penjelasannya.

## 1. Sel volta atau sel galvanik

Dalam sel volta, perubahan kimia dapat menghasilkan energi listrik. Anda harus ingat bahwa pada reaksi redoks itu terjadi transfer elektron dari reduktor (zat yang mengalami oksidasi) ke zat oksidator (zat yang mengalami reduksi). Pada pelajaran fisika telah kita ketahui bahwa arus listrik merupakan aliran elektron melalui kawat penghantar dengan gaya gerak listrik yang berlawanan dengan arus listrik (elektron). Jadi, pada prinsipnya setiap reaksi redoks yang berlangsung spontan dapat digunakan sebagai sumber listrik.

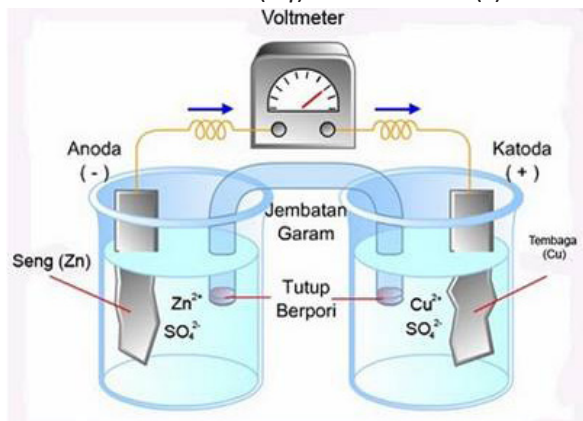
Sebagai contohnya ketika logam zink kita masukkan ke dalam larutan tembaga(II) sulfat ( $\text{CuSO}_4$ ), maka akan terjadi reaksi sebagai berikut:



Kita dapat menuliskan dalam reaksi ion sebagai berikut,



Dari persamaan reaksi di atas Anda dapat melihat bahwa setiap atom zink kehilangan 2 elektron untuk menjadi sebuah ion  $\text{Zn}^{2+}$  dan setiap ion tembaga akan memperoleh 2 elektron menjadi sebuah atom tembaga. Dapat kita tuliskan dalam dua setengah-reaksi sebagai berikut:



Sumber: <http://www.pustakasekolah.com>

▲ Gambar 10. Sel Elektrokimia

dilepaskan oleh atom zink memasuki kawat penyambung dan menyebabkan elektron-elektron pada ujung lain berkumpul pada permukaan logam tembaga. Elektron-elektron tersebut bereaksi dengan ion tembaga membentuk atom tembaga yang melekat pada permukaan itu sebagai sepuhan tembaga. Jembatan garam yang berisi ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) berfungsi sebagai penyeimbang ion. Kelebihan ion  $\text{Zn}^{2+}$  di anode akan dinetralkan oleh ion  $\text{SO}_4^{2-}$ , sedangkan kelebihan ion  $\text{SO}_4^{2-}$  dinetralkan oleh ion  $\text{Na}^+$ . Dengan bantuan jembatan garam ini, kedua larutan akan senantiasa netral sehingga aliran elektron dari anode ke katode tetap lancar.

Meskipun gejala ini sifat dasarnya adalah listrik, namun kita tidak dapat mendeteksi aliran elektron jika zink bersentuhan langsung dengan larutan tembaga sulfat. Adanya gejala listrik baru dapat kita deteksi ketika dua setengah reaksi itu dipisahkan dalam wadah yang berbeda dan kedua setengah reaksi sel dihubungkan dengan kawat penghantar dan suatu jembatan garam, seperti ditunjukkan dalam Gambar 10. Hal inilah yang dilakukan oleh Alessandro Volta dan Luigi Galvani ketika meneliti tentang gejala elektrokimia.

Reaksi di atas akan terus berlangsung hingga atom zink atau ion tembaga habis terpakai sehingga voltase menjadi nol. Elektron yang

## 2. Notasi Sel

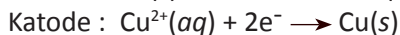
Dalam mempermudah kita memahami suatu sel volta, biasanya sel volta dinyatakan dalam suatu aturan yang disebut notasi sel. Notasi sel dirumuskan sebagai berikut:



Pada penulisan notasi sel di atas, anode (reaksi oksidasi) ditulis di sisi kiri, katode (reaksi reduksi) ditulis di sisi kanan. Kedua garis sejajar yang berada di tengah menggambarkan jembatan garam yang menghubungkan kedua elektrode tersebut.

Silahkan perhatikan contoh penulisan notasi sel dari suatu sel volta di bawah ini.

### Contoh:



Jadi notasi selnya adalah  $\text{Zn(s)} \mid \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \mid \text{Cu(s)}$

## 3. Potensial Reduksi Standar

Materi selanjutnya yang akan kita pelajari adalah tentang potensial reduksi standar. Kita telah mengetahui bahwa suatu sel elektrokimia terdiri atas 2 setengah reaksi dari masing-masing elektrode. Karena reaksi melibatkan perpindahan elektron, tentu saja hal ini adalah gejala listrik.

Potensial elektrode standar adalah gaya dorong (gaya gerak listrik) dari reaksi redoks yang diukur pada keadaan standar (kemolaran 1 M, tekanan 1 atm dan suhu 25°C). Potensial elektrode standar dilambangkan dengan  $E^{\circ}$ . Potensial ini selalu mengacu pada reaksi setengah sel reduksi, sehingga sering dinyatakan sebagai potensial reduksi. Penentuan potensial reduksi standar dari suatu zat atau logam dilakukan dengan membandingkan dengan elektrode standar.

Elektroda standar yang digunakan adalah elektrode hidrogen-platina seperti terlihat dalam Gambar 11. Elektroda standar hidrogen-platina adalah batang platina yang dimasukkan ke dalam asam yang mengandung ion  $\text{H}^{+}(\text{aq})$  1M pada suhu 25°C, dan dialirkan gas hidrogen pada batang platina dengan tekanan 1 atm. Gas hidrogen diabsorpsi oleh batang platina sehingga dianggap berinteraksi dengan larutan asam ( $\text{H}^{+}$ ). Adapun potensial elektrode dari elektrode hidrogen-platina ini ditetapkan sebesar 0,00 volt.

Harga potensial suatu elektrode dapat diukur dengan menyusun suatu sel elektrokimia dari elektrode tersebut dengan elektrode standar. Beda potensial yang terukur pada voltmeter disebut dengan potensial elektrode standar ( $E^{\circ}$ ). Dari hasil percobaan maka dapat diketahui potensial elektrode standar dari berbagai logam (potensial reduksi) seperti pada Tabel 1.



Sumber: <http://www.sciencenphoto.com>

▲ Gambar 11. Elektroda Standar Hidrogen

- Berdasarkan perjanjian, persamaan reaksi ditulis dalam bentuk reaksi reduksi
- Harga potensial elektrode merupakan besaran intensif, sehingga tidak dipengaruhi oleh jumlah mol zat, sehingga bila persamaan reaksinya ditambah koefisien harga  $E^{\circ}$ -nya tetap

Tabel 1. Daftar Potensial Reduksi Standar ( $E^{\circ}$ )

Setengah Reaksi Sel	$E^{\circ}$ (volt)	Setengah Reaksi Sel	$E^{\circ}$ (volt)
$F_2(g) + 2e^- \rightarrow 2F^-(aq)$	+2,87	$Co^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Co(s)$	-0,28
$Au^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Au(s)$	+1,50	$Cr^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Cr^{2+}(aq)$	-0,41
$Cl_2(g) + 2e^- \rightarrow 2Cl^-(aq)$	+1,36	$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$	-0,44
$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \rightarrow 2H_2O(l)$	+1,23	$Cr^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Cr(s)$	-0,74
$Br_2(l) + 2e^- \rightarrow 2Br^-(aq)$	+1,07	$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$	-0,76
$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$	+0,80	$2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$	-0,83
$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq)$	+0,77	$Cr^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cr(s)$	-0,91
$I_2(s) + 2e^- \rightarrow 2I^-(aq)$	+0,54	$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Al(s)$	-1,66
$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	+0,34	$Mn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mn(s)$	-1,03
$Sn^{4+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}(aq)$	+0,13	$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mg(s)$	-2,37
$2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$	0,00	$Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$	-2,71
$Pb^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Pb(s)$	-0,13	$Ca^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ca(s)$	-2,87
$Sn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn(s)$	-0,14	$K^+(aq) + e^- \rightarrow K(s)$	-2,92
$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ni(s)$	-0,25	$Li^+(aq) + e^- \rightarrow Li(s)$	-3,04

Berdasarkan tabel 1 di atas, Anda dapat melihat bahwa semakin positif  $E^{\circ}$  relatif terhadap hidrogen, reaksi reduksi semakin mudah terjadi dan juga sebaliknya. Dapat diartikan bahwa semakin ke bawah (semakin negatif), elektrode itu makin mudah teroksidasi dan semakin ke atas (semakin positif), elektrode semakin mudah tereduksi.

## 4. Potensial Reaksi Redoks ( $E^{\circ}$ Sel)

**K**ita telah mengetahui adanya potensial reduksi dari setengah reaksi suatu elektrode. Kali ini kita akan mempelajari tentang potensial suatu reaksi redoks, dimana harga potensial reaksi ini menentukan spontan atau tidaknya suatu reaksi redoks.

Potensial suatu sel / reaksi redoks dapat kita ketahui dengan menggunakan voltmeter secara eksperimen atau dengan menggunakan data potensial elektrode standar. Yang perlu Anda ingat adalah suatu reaksi redoks dapat berlangsung apabila potensial selnya bernilai positif.

Kita akan menghitung besarnya potensial sel suatu reaksi redoks dengan menggunakan rumus berikut.

$$E^{\circ} \text{ Sel} = E^{\circ} \text{ katode} - E^{\circ} \text{ anode}$$

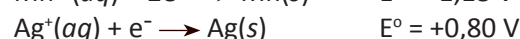
Ingat kembali bahwa Katode selalu memiliki  $E^{\circ}$  lebih positif. Untuk lebih jelasnya, silahkan perhatikan contoh soal berikut.

### Contoh:

Tentukan apakah reaksi berikut dapat berlangsung spontan dan berapakah potensial sel yang terjadi?.



Jika diketahui:



**Jawab:**

Pada reaksi di atas dapat Anda lihat bahwa Mn mengalami oksidasi (sebagai anode) dan ion  $Ag^+$  mengalami reduksi (sebagai katode).

Sehingga  $E^{\circ}$  selnya adalah :

$$\begin{aligned} E^{\circ} \text{ Sel} &= E^{\circ} \text{ katode} - E^{\circ} \text{ anode} \\ &= +0,80 - (-1,18) \text{ V} \\ &= +1,98 \text{ V} \end{aligned}$$

Jadi, potensial reaksi redoks ( $E^{\circ} \text{ Sel}$ ) tersebut adalah +1,98 V. Oleh karena harga potensial selnya bernilai positif, maka reaksi redoks tersebut dapat berlangsung spontan.

" Jangan takut mengambil suatu langkah besar jika itu memang diperlukan.  
Anda tidak akan bisa melewati sebuah jurang hanya dengan dua lompatan kecil "  
-- David Llyode George --

Jika Anda ingin sukses, maka Anda harus bekerja keras untuk menggapainya.



## Pengayaan

Coba kita ingat kembali tentang materi yang telah dipelajari dalam elektrokimia. Dalam sel volta selalu dinyatakan dalam dua setengah reaksi berupa notasi sel. Kemudian sebelum kita mengetahui reaksi redoks berjalan spontan atau tidak, kita harus tahu harga potensial reduksi standar masing-masing elektrodanya dengan ketentuan katode memiliki harga  $E^{\circ}$  lebih besar. Harga  $E^{\circ}$  dari masing-masing elektrode ini dapat kita gunakan dalam menentukan apakah reaksinya berlangsung spontan atau tidak. Reaksi redoks dapat berlangsung spontan ketika  $E^{\circ}$  selnya berharga positif.

## Kesimpulan

Materi elektrokimia telah selesai kita pelajari bersama. Beberapa simpulan atau rangkuman materinya sebagai berikut:

1. Dalam sel volta, reaksi redoks dipisah menjadi dua setengah reaksi yang dihubungkan dengan jembatan garam dan masing-masing elektrode.  
Elektrode tempat terjadinya reaksi oksidasi disebut anode, sedangkan elektrode tempat terjadinya reaksi reduksi disebut katode.
2. Sel volta biasanya kita nyatakan dalam suatu notasi sel, dengan rumusnya sebagai berikut:  
Anode | Elektrolit di anode || Elektrolit di katode | Katode
3. Reaksi yang terjadi di elektrode mempunyai potensial listrik tersendiri. Potensial listrik suatu elektrode dinyatakan sebagai potensial reduksi standar.  
Elektrode dengan potensial reduksi lebih besar selalu menjadi katode dari suatu sel volta.
4. Kita dapat memperkirakan apakah suatu reaksi redoks berjalan spontan atau tidak dengan melihat harga potensial reduksi dari masing-masing elektrode. Potensial dari suatu sel volta disimbolkan dengan  $E^{\circ}$  sel. Kita dapat menghitung  $E^{\circ}$  sel dengan rumus berikut.  
 $E^{\circ} \text{ Sel} = E^{\circ} \text{ katode} - E^{\circ} \text{ anode}$

Apabila  $E^{\circ}$  sel berharga positif, maka reaksi tersebut berlangsung spontan.



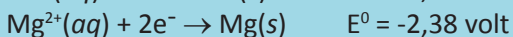
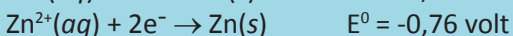
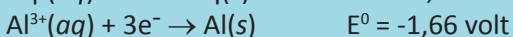
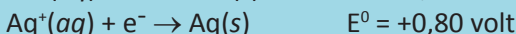
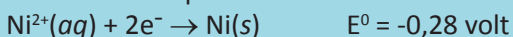
## Uji Kepahaman

Untuk mengukur bagaimana penguasaan materi yang telah Anda pelajari, silakan Anda kerjakan soal uji kephahaman di bawah ini di buku Anda masing-masing.

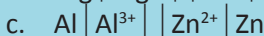
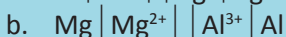
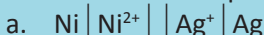
1. Tuliskan notasi sel untuk masing-masing persamaan reaksi berikut:

- $\text{Al}(s) + 3\text{Ag}^+(aq) \rightarrow \text{Al}^{3+}(aq) + 3\text{Ag}(s)$
- $\text{Mg}(s) + 2\text{H}^+(aq) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(aq) + \text{H}_2(g)$
- $2\text{Cr}(s) + 3\text{Ni}^{3+}(aq) \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(aq) + 3\text{Ni}(s)$
- $\text{Cu}^{2+}(aq) + \text{Pb}(s) \rightarrow \text{Cu}(s) + \text{Pb}^{2+}(aq)$
- $\text{Fe}(s) + \text{I}_2(aq) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(aq) + 2\text{I}^-(aq)$

2. Diketahui data potensial reduksi elektrode:



Berdasarkan data potensial reduksi di atas, hitung potensial sel untuk sel-sel berikut:



3. Prediksi reaksi redoks berikut berlangsung spontan atau tidak!

- $\text{Zn}(s) + 2\text{Ag}^+(aq) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + 2\text{Ag}(s)$
- $\text{Ni}(s) + \text{Mg}^{2+}(aq) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(aq) + \text{Mg}(s)$
- $2\text{Al}(s) + 3\text{Zn}^{2+}(aq) \rightarrow 2\text{Al}^{3+}(aq) + 3\text{Zn}(s)$



### Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Cocokkanlah jawaban Anda dengan kunci jawaban Uji Kepahaman Elektrokimia yang terdapat di bagian akhir modul ini, dan hitung nilai jawaban Anda yang benar. Kemudian gunakan rumus di bawah ini untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi elektrokimia pada Kegiatan Belajar 2.

**Rumus:**

$$\text{Tingkat Penguasaan} = \frac{\text{Jumlah nilai jawaban Anda yang benar}}{100} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan yang Anda capai:

90% - 100% = bagus sekali

80% - 89% = bagus

70% - 79% = cukup

- 69% = kurang

Kalau Anda mencapai tingkat penguasaan 80% ke atas, Anda dapat melanjutkan dengan materi selanjutnya. **Bagus!** Tetapi apabila tingkat penguasaan Anda di bawah 80%, Anda harus mengulangi kegiatan belajar 2 Elektrokimia, terutama yang belum Anda kuasai.



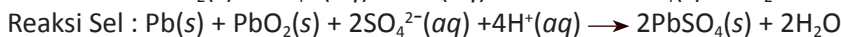
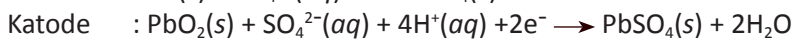
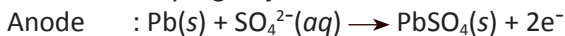
## 5. Contoh sel Volta Komersial

Tentunya Anda semua tahu tentang baterai dan aki. Kedua barang itu menjadi salah satu aplikasi dari sel Volta yang paling terkenal di sekitar masyarakat kita. Sel Volta banyak diterapkan pada berbagai barang penyimpan energi (*energy storage*) sebagai suatu *starter* barang-barang elektronik seperti senter, sepeda motor, jam tangan, *handphone*.

Berikut adalah beberapa contoh sel Volta komersial yang banyak digunakan masyarakat.

### 1. Sel Aki

Sel Volta komersial yang akan kita bahas bersama adalah sel aki (*accu*). Semua orang pasti menggunakan barang ini seperti ditunjukkan dalam Gambar 12, untuk menghidupkan kendaraannya. Sel aki ini tersusun dari anode berupa timbal (Pb) dan katode berupa  $\text{PbO}_2$ . Setiap pasang Pb dan  $\text{PbO}_2$  menghasilkan tegangan sebesar 2 Volt. Jadi apabila kita membeli aki dengan voltase sebesar 12 volt, aki itu mengandung 6 pasang Pb dan  $\text{PbO}_2$  yang tersusun secara seri. Keping-keping Pb dan  $\text{PbO}_2$  yang ada di dalam aki itu dinamakan dalam larutan  $\text{H}_2\text{SO}_4$  30%. Nah, berikut ini adalah reaksi yang terjadi di dalam sel aki.



Dalam persamaan reaksi di atas dapat kita lihat bahwa penggunaan aki akan menghasilkan endapan  $\text{PbSO}_4$  dan air.  $\text{PbSO}_4$  adalah endapan putih yang dapat kita lihat di sekitar elektrode. Air yang dihasilkan akan mengurangi konsentrasi  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Oleh karena itu, voltase dari sel aki yang kita gunakan akan semakin habis dari hari ke hari. Namun kita dapat mengembalikan voltase sel aki dengan cara penambahan kembali  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (apabila sudah tinggal sedikit) dan dengan bantuan arus listrik (disetrum) sehingga reaksi tersebut dapat dikembalikan ke kiri.  $\text{PbSO}_4$  diuraikan kembali menjadi Pb dan  $\text{PbO}_2$ . Jadi, sel aki yang sudah habis, kita isi ulang (*charged*) hingga seperti semula. Sebagai pengguna, kita harus lebih rutin untuk mengecek bagaimana keadaan aki yang ada di kendaraan kita agar terhindar dari hal-hal yang tidak diinginkan seperti macet di jalan, atau kendaraan tidak bisa dinyalakan.



Sumber: <http://www.kiosban.com>

▲ Gambar 12. Sel Aki

### 2. Baterai kering

Selanjutnya kita akan membahas suatu barang yang juga tidak jauh dari kehidupan kita. Barang ini biasa digunakan untuk menghidupkan jam dinding kita. Ya, barang ini adalah baterai atau lebih tepatnya baterai kering, seperti yang bisa Anda lihat di Gambar 13.

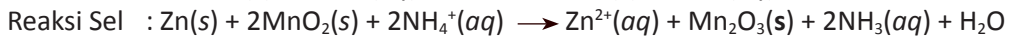
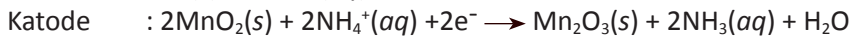
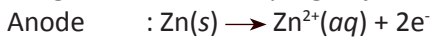
Baterai kering ini pertama kali ditemukan oleh Leclanché dan mendapatkan hak paten pada tahun 1866. Baterai kering terdiri atas suatu silinder yang terbuat dari logam zink yang berisi pasta yang terbuat dari campuran batu kawi ( $\text{MnO}_2$ ), salmiak ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ), serbuk karbon, dan sedikit air. Logam zink berfungsi sebagai anode sedangkan katodenya adalah grafit yang merupakan elektrode inert yang ditempatkan di tengah-tengah pasta. Pasta ini berfungsi sebagai elektrolit.



Sumber: <http://www.kiosban.com>

▲ Gambar 13. Baterai Kering

Secara garis besar, reaksi yang terjadi dalam baterai kering adalah sebagai berikut:

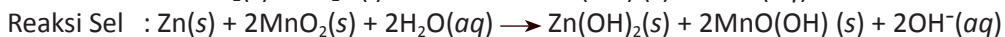
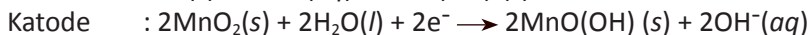
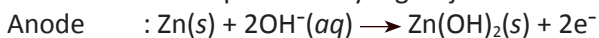


Setiap satu sel baterai ini mempunyai potensial sebesar 1,5 volt. Sel kering banyak dipakai karena dapat dibuat pada berbagai ukuran dan bentuk, baik kotak maupun silinder. Anda dapat menemui di pasaran biasanya baterai kering ini dalam bentuk silinder dengan potensial sebesar 1,5 volt, sedangkan yang berbentuk kotak mempunyai potensial yang bervariasi dari 6 sampai 12 volt. Baterai yang berbentuk kotak tersebut berisi beberapa sel yang tersusun secara seri. Sel ini memiliki beberapa kelemahan yaitu tidak dapat diisi ulang, energi yang dihasilkan relatif kecil, dan tidak dapat disimpan terlalu lama karena pasta elektrolitnya dapat saling berinteraksi meskipun tidak digunakan.

### 3. Baterai alkalin

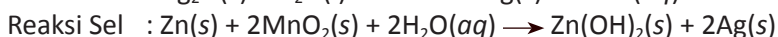
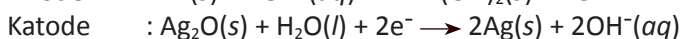
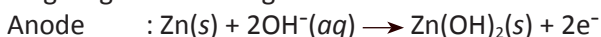
Sel Volta lain yang akan kita bahas adalah baterai alkalin, baterai ini memiliki beberapa keunggulan dibanding dengan baterai biasa. Keunggulan yang dimiliki baterai ini yaitu mampu menyediakan arus listrik yang lebih stabil dalam waktu yang lebih lama dengan potensial yang tetap walaupun bahan pereaksinya telah berkurang. Baterai ini sangat cocok digunakan sebagai peralatan elektronik yang memerlukan kestabilan arus dan tegangan. Tentu saja harga baterai alkalin juga lebih mahal dibandingkan baterai biasa.

Kenapa baterai ini disebut dengan baterai alkalin? Berikut adalah alasannya. Pada sel alkalin ini digunakan zink sebagai anode dan  $\text{MnO}_2$  sebagai katode. Elektrolit yang digunakan adalah KOH dalam bentuk pasta. Nah, karena elektrolitnya berupa basa (alkalin) maka baterai ini disebut baterai alkalin. Sel ini dapat menyediakan arus dan potensial yang lebih stabil serta lebih lama sebab reaksi yang terjadi pada katode menghasilkan ion  $\text{OH}^{-}$ . Ion  $\text{OH}^{-}$  diperlukan sebagai pereaksi pada anode sehingga penyediaan pereaksi relatif lebih cepat. Dengan demikian reaksinya berjalan dalam kecepatan yang relatif stabil sampai bahan pereaksi mendekati habis. Adapun reaksi yang terjadi dalam sel baterai alkalin adalah sebagai berikut:



### 4. Baterai perak oksida

Sel Volta yang selanjutnya kita bahas masih dalam rumpun baterai. Baterai ini sering digunakan sebagai baterai jam tangan dan kalkulator. Kita menyebutnya dengan baterai perak oksida. Baterai perak oksida ini biasanya dikemas dalam kemasan logam yang sangat kecil, karena penggunaannya untuk peralatan elektronik *portable* dan kecil. Baterai perak oksida memiliki potensial sel sebesar 1,5 volt dengan masa pakai sangat lama hingga dapat mencapai 1 tahun bahkan lebih. Hal ini disebabkan selain karena penyediaan bahan pereaksi dalam baterai yang cukup, juga efisiensi peralatan yang tinggi dalam penggunaan arus listrik. Baterai ini terdiri atas anode Zn dan  $\text{Ag}_2\text{O}$  sebagai katode, dengan elektrolit KOH berbentuk pasta, sedangkan ruang katode dan anode dipisahkan dengan pemisah (*separator*). Reaksi yang berlangsung adalah sebagai berikut:



# Chemistry Around Us

## Redox Flow Battery

Tahukah Anda bahwa ternyata pengembangan dari sel Volta sudah berkembang begitu cepat. Bukan hanya baterai kering atau sel aki saja. Berikut salah satu pengembangan yang sedang dilakukan.

Dewasa ini, banyak dikembangkan berbagai jenis alat penyimpanan energi. Salah satunya adalah *Redox Flow Battery* (RFB) yang didasarkan pada penggunaan larutan elektrolit yang ditampung dalam suatu tangki kemudian dipompa melewati suatu membran untuk menghasilkan energi seperti terlihat pada Gambar 14. Hal ini sesuai dengan prinsip elektrokimia yang telah kita pelajari di depan. RFB mempunyai beberapa kelebihan yaitu alami, teknologi yang fleksibel dengan respon tinggi, ramah lingkungan dan berpotensi dalam penghematan biaya. Hal inilah yang menjadikan RFB menjadi energi terbarukan dan menjanjikan.

Penelitian untuk mengembangkan RFB mulai gencar dilakukan. Penggunaan RFB sebagai sumber tenaga untuk mobil listrik menjadi fokus utama dalam pengembangan kendaraan ramah lingkungan. *Prototype* mobil yang menggunakan RFB juga sudah dibuat seperti pada Gambar 15 untuk mengetahui efisiensi dari RFB. Mobil listrik merupakan salah satu jenis kendaraan penting saat ini. Pemerintah Jerman bahkan menargetkan penjualan mobil listrik sebanyak 1 juta unit hingga tahun 2020. Tantangan terbesar yang harus dipecahkan oleh para peneliti adalah mengenai penyimpanan energi, mengingat mobil listrik menggunakan listrik sebagai sumber energinya. Peneliti dari Fraunhofer, Jerman Institute for Chemical Technology ICT, melihat alternatif baru untuk mobil listrik yaitu menggunakan RFB. "Baterai ini didasarkan pada larutan elektrolit. Larutan ini bisa diisi kembali (*recharge*) di stasiun pengisian (*gas station*) dalam beberapa menit, larutan elektrolit sisa bisa dikeluarkan dan diganti dengan larutan elektrolit baru", kata Jens Noack, teknisi ICT. Kemudian larutan sisa ini bisa diisi-ulang kembali di stasiun pengisian.

Coba Anda bayangkan apabila teknologi sudah digunakan secara massal. Kita tidak perlu khawatir dengan isu pemanasan global karena RFB ramah lingkungan. Kapan ya bangsa Indonesia kita mulai meneliti teknologi sumber energi ramah lingkungan ini? Tentunya Anda sekalian sebagai generasi penerus harus mulai memikirkannya. Semangat berkarya dan meneliti.

Sumber:

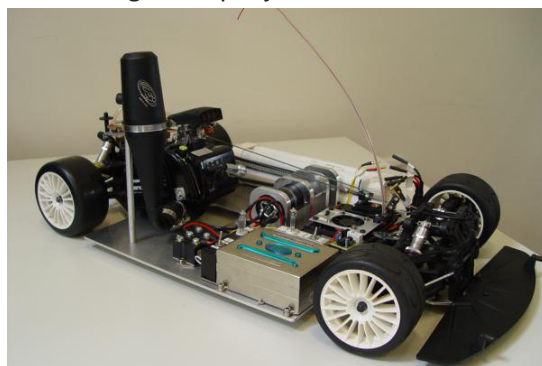
<http://www.sciencedaily.com/releases/2011/10/111014080045.htm>

<http://www.sciencedaily.com/releases/2011/10/091012135506.htm>



Sumber: <http://www.automotive-electronic-specifier.com/>

▲ Gambar 14. *Prototype* RFB



Sumber: <http://www.automotive-electronic-specifier.com/>

▲ Gambar 15. Mobil *Prototype* RFB



Sumber: <http://news.bbc.co.uk>

▲ Gambar 16. Baterai Baghdad

ini berupa kendi dari tanah liat yang berisi silinder tembaga yang menutupi batang besi seperti terlihat pada Gambar 17.

Wadah dalam kendi menunjukkan tanda-tanda korosi, yang kemudian diteliti, terbukti karena akibat adanya zat-zat asam seperti cuka atau wine pada masa itu. Selama lebih dari 60 tahun penemuan baterai ini diselubungi oleh mitos. Banyak yang mengatakan baterai ini berasal pada masa Parthian sekitar tahun 200 sebelum masehi. Sejarah Timur-Tengah sendiri menyebutkan bahwa pada masa Sassanian (225-640 sebelum Masehi) menandakan akhir masa kuno dan mulainya peradaban ilmiah. Meskipun banyak arkeolog yang setuju bahwa alat itu merupakan baterai, tetapi masih banyak pertanyaan menyangkut bagaimana “baterai” itu ditemukan dan digunakan untuk apa. Bagaimana bisa ilmuwan Persia kuno mengetahui prinsip kelistrikan?

Sebelumnya coba kita ingat dulu bahwa banyak hasil penemuan telah diciptakan sebelum prinsip dasarnya dipahami dengan baik, sebagai contohnya orang cina menemukan kembang api jauh sebelum prinsip pembakaran disimpulkan.

Akan tetapi dengan berbagai penelitian yang telah dilakukan, hal ini hampir dipastikan bahwa baterai Baghdad menghasilkan listrik karena sudah banyak replika yang dibuat. “Saya rasa semua orang tidak dapat mengatakan secara pasti untuk apa baterai ini dibuat, tetapi hal itu memanglah sebuah baterai”, kata Dr. Marjorie Senechal, dari Smith College, US. Replika yang dibuat dapat menghasilkan listrik dari 0,8 volt sampai mendekati 2 volt.

Berbagai pendapat mulai muncul menanggapi penggunaan baterai ini. Banyak yang menyarankan bahwa baterai ini digunakan dalam pengobatan. Sebagai contoh, Yunani kuno menuliskan tentang efek penghilang rasa sakit akibat adanya energi listrik ketika arus listrik diberikan pada telapak kaki, kemudian orang cina telah menemukan teknik akupuntur pada masa itu dan masih digunakan sampai saat ini yang kemudian dikombinasikan dengan arus

## Misteri Baterai Baghdad

Siapa di antara Anda yang pernah mendengar tentang baterai yang satu ini? Baterai yang ada pada Gambar 16 ini sudah ada sejak 2000 tahun lalu dan masih menjadi misteri. Berikut sekilas tentang baterai sebelum masehi yang kita sebut dengan Baterai Baghdad.

Banyak orang mengetahui bahwa penemu baterai pertama kali adalah Alessandro Volta, seorang peneliti asal Itali, pada tahun 1800-an. Namun, penemuan seorang arkeolog Jerman bernama Wilhelm Konig di Irak tahun 1938 membuat dunia tercengang. Ia menemukan sebuah artefak kuno sepanjang 13 cm yang diduga merupakan sebuah baterai. “Baterai”



Sumber: <http://news.bbc.co.uk>

▲ Gambar 17. Komponen Baterai Baghdad

listrik. Namun, karena sangat kecilnya energi listrik yang dihasilkan oleh baterai ini, sudah pasti tidak efektif ketika digunakan sebagai penghilang rasa sakit.

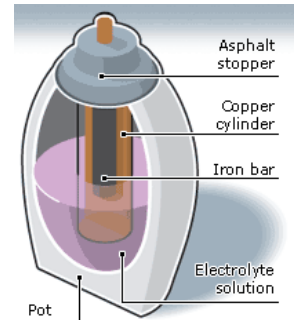
Ilmuwan yang lain mengatakan bahwa baterai ini digunakan untuk penyepuhan - mentransfer lapisan tipis sebuah logam pada permukaan logam lain. Pendapat ini muncul mengingat pada inti dari berbagai penemuan yang ada adalah uang. Kemungkinan baterai digunakan untuk pembuatan perhiasan, sebagai contohnya lapisan emas atau perak sering diterapkan pada berbagai perhiasan untuk keperluan penambah kecantikan.

Tidak ada seorangpun yang tahu sebenarnya baterai ini digunakan untuk apa. Ketika semua terungkap mungkin perubahan sejarah keilmuan akan muncul.

Tetap semangat untuk mendalami ilmu, karena ketika kita paham tentang ilmu itu, kita akan mengetahui bahwa sebenarnya ilmu itu sangat bermanfaat dan dekat dengan kehidupan kita.

Sumber:

<http://misteridunia.wordpress.com/2008/09/21/the-baghdad-battery/>  
<http://news.bbc.co.uk/2/hi/science/nature/2804257.stm>  
[http://www.smith.edu/hsc/museum/ancient\\_inventions/battery2.html](http://www.smith.edu/hsc/museum/ancient_inventions/battery2.html)



Sumber: <http://www.smith.edu>

▲ Gambar 19. Ilustrasi penampang lintang baterai Baghdad



## Sel Bahan Bakar Oksida-Padat



Sumber: <http://www.apros.fi/en>

▲ Gambar 20. SOFC

efisien menghasilkan energi listrik dengan menerapkan prinsip elektrokimia. SOFC berbeda dengan sel bahan bakar lain, karena 1) SOFC menggunakan material logam baik untuk katode, anode maupun larutan elektrolitnya, 2) SOFC beroperasi pada suhu tinggi sekitar 700°C,

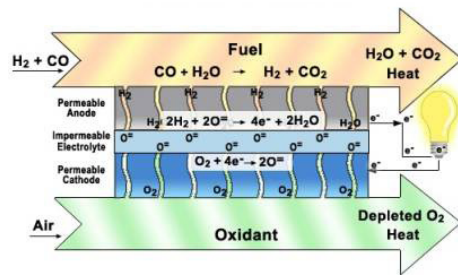
Bagaimana pembahasan tentang Baterai Baghdad sebelumnya?. Tentunya menjadi pertanyaan dan pengetahuan baru bagi Anda sekalian. Nah, selanjutnya masih membahas tentang pengembangan sumber energi alternatif yaitu tentang sel bahan bakar oksida-padat (SOFC) yang dapat Anda lihat pada Gambar 20.

Energi, bagai belati bermuka dua, sesuatu yang sangat dibutuhkan manusia untuk kehidupannya, di sisi lain kebutuhan yang sangat besar membuat sumber dari energi yaitu bahan bakar fosil mulai habis. Perlunya sebuah teknologi yang mempunyai efisiensi tinggi pengolahan bahan bakar fosil menjadi energi listrik menjadi perhatian para ilmuwan. Pembangkit listrik tenaga uap (PLTU) misalnya, hanya mempergunakan tenaga uap yang dihasilkan dari pembakaran bahan bakar fosil, yang berarti sama saja menggunakan bahan bakar fosil secara tidak efisien.

SOFC atau *Solid Oxide Fuel Cell* merupakan teknologi pengolahan bahan bakar fosil yang lebih

3) SOFC dapat diatur dalam bentuk silinder maupun planar (datar). Setiap sel SOFC terdiri atas 4 lapisan dengan ketebalan beberapa millimeter saja, kemudian sel-sel ini disusun secara seri untuk menghasilkan energi listrik yang lebih besar.

Empat lapisan dalam satu sel SOFC terdiri atas lapisan aliran bahan bakar ( $H_2$ ), anode, katode, dan lapisan aliran udara ( $O_2$ ), seperti pada Gambar 21. Kemudian di antara anode dan katode terdapat saluran tipis untuk larutan elektrolitnya. Larutan yang digunakan adalah YSZ (*yttria stabilized zirconia*) atau campuran zirconia dan yttria. Baik anode maupun elektrodanya dibuat berrongga agar bahan bakar dapat mengalir ke arah larutan elektrolit dan akhirnya berinteraksi dengan ion oksigen.

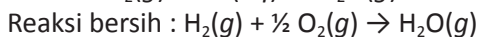
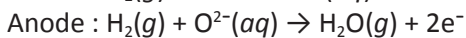
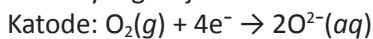


Sumber: <http://www.wikipedia.com>

▲ Gambar 21. Cara Kerja SOFC

Pada temperatur tinggi, ion oksigen terbentuk dari udara di dalam rongga katode. Ketika bahan bakar yang mengandung hidrogen lewat dan bersinggungan dengan anode, ion oksigen akan melewati lapisan elektrolit dan mengoksidasi bahan bakar. Elektron yang terkumpul di anode akan keluar melewati sirkuit dan kembali ke bagian kamar katode menghasilkan listrik.

Reaksi yang terjadi adalah sebagai berikut:



Sumber: <http://www.nextechmaterials.com>

▲ Gambar 22. Susunan Sel SOFC

kW yang telah beroperasi lebih dari 36000 jam (~6 tahun). Hal ini tentu saja menjadi suatu penghasil energi listrik yang menjanjikan dengan emisi yang ramah lingkungan. Harapan besar untuk negara kita dapat melakukan pengembangan sel bahan bakar SOFC sebagai alternatif pembangkit listrik yang ramah lingkungan.

Sumber:

[http://www.fossil.energy.gov/programs/powersystems/fuelcells/fuelcells\\_solidoxide.html](http://www.fossil.energy.gov/programs/powersystems/fuelcells/fuelcells_solidoxide.html)

Robert J. Kee and Huayang Zhu. 2004. International Symposium on Combustion. California Institute of Technology

[http://www.apros.fi/en/industries/solid\\_oxide\\_fuel\\_cells](http://www.apros.fi/en/industries/solid_oxide_fuel_cells)



Sumber: <http://electrochem.cwru.edu>

▲ Gambar 21. Baterai "6 inci"

## Perkembangan Baterai

Baterai menjadi salah satu penerapan konsep elektrokimia paling banyak dikenal oleh kita. Namun, bagaimanakah perjalanan perkembangan baterai?. Nah, berikut ini sekilas tentang perkembangan dari baterai.

Baterai yang pertama kali dibuat secara massal dikenal dengan istilah "baterai 6 inci" atau "baterai penyalu", baterai Leclanché. Tahukah Anda baterai yang pertama mempunyai ukuran sangat besar dibanding baterai yang beredar sekarang. Baterai ini mempunyai tinggi 6 inci (~15 cm) dengan jari-jari sebesar 2,5 inci (~6 cm) dan mempunyai berat sekitar 1 kilogram seperti dapat Anda lihat di Gambar 21. Baterai jenis ini masih dapat dibeli saat ini tetapi hanya di tempat tertentu. Tipe ini terdiri atas zink, batang karbon berdiameter 3 cm di tengah-tengahnya dan campuran karbon, magnesium dioksida,

larutan ammonium klorida dan zink klorida sebagai pengisinya. Baterai ini menghasilkan listrik DC sebesar 20 watt dalam waktu singkat. Baterai generasi pertama ini masih digunakan hingga awal abad ke-19.

Ukuran yang cukup besar dan berat membuat baterai 6-inchi ini susah dibawa bepergian. Menyikapi hal ini, Conrad Hubert pada tahun 1898 dan 1899 di *American Electrical Novelty and Manufacturing Company* memelopori penggunaan lampu senter. Sumber tenaga dari lampu senter ini adalah baterai "C" dan "D". Baterai ini mempunyai diameter sebesar gagang sapu. Ketika baterai dan lampu senter menjadi populer, penggunaan baterai mulai banyak ditemukan dan berbagai pabrik mulai tumbuh. *American Electrical Novelty and Manufacturing Company* kemudian berubah namanya menjadi *American Ever Ready*.

Ternyata pengembangan baterai sangat ditentukan dari kebutuhan dan situasi yang terjadi pada masa itu. Perang dunia kedua membawa tuntutan besar pada industri baterai saat itu. Kebutuhan sumber listrik yang mini untuk jam tangan pada militer membuat Samuel Ruben mengembangkan baterai zink-raksa oksida yang kemudian diproduksi secara massal oleh P.R. Mallory Co (sekarang dikenal sebagai Duracell International). Baterai ini menghasilkan listrik 5 sampai 8 kali lebih lama dibandingkan baterai Leclanché dengan daya sebesar 1,35 volt. Baterai jenis ini tidak lagi diproduksi karena adanya raksa atau raksa oksida.

Pada masa yang sama saat perang dunia ke-2, G. Andre berhasil mengembangkan baterai perak oksida setelah menyadari bahwa kemungkinan tidak digunakannya raksa pada baterai dengan memberikan lapisan kertas kaca tipis di antara bubuk zink dan campuran perak oksida-karbon pada karbon. Baterai ini masih digunakan sampai saat ini karena tidak mengandung raksa dan dapat menghasilkan listrik sebesar 1,5 volt sebagai sumber listrik untuk peralatan elektronik seperti jam tangan dan kalkulator. Adapun bentuk baterai perak oksida dapat kita lihat pada Gambar 22.

Perkembangan alat-alat elektronik yang membutuhkan sumber listrik, membuat pengembangan baterai begitu pesat. Kebutuhan baterai yang berukuran kecil tetapi dapat menghasilkan energi listrik yang konstan dalam waktu lama dan dapat diisi ulang untuk berbagai



Sumber: <http://wikipedia.com>

▲ Gambar 22. Baterai Perak Oksida

alat elektronik seperti *handphone*, laptop, pemutar musik, dsb, sangat dibutuhkan mengingat mobilitas manusia yang semakin cepat.

Untuk beberapa tahun, baterai nikel-kadmium pada Gambar 23, menjadi satu-satunya baterai yang cocok untuk sumber listrik peralatan elektronik. Hingga pada awal tahun 1990, mulai terjadi persaingan antara baterai nikel-kadmium dengan baterai lithium-ion. Namun, saat ini lithium-ion berkembang dengan pesat sehingga lebih banyak digunakan pada alat elektronik.

Pengembangan baterai yang dapat diisi ulang sering menemui kegagalan karena ketidakstabilan logam lithium ketika diisi ulang (*recharge*). Penelitian kemudian berganti ke baterai lithium nonlogam menggunakan ion lithium. Meskipun energi yang dihasilkan lebih kecil dibandingkan logam lithium, lithium-ion lebih aman ketika diisi ulang. Kemudian pada tahun 1991, *Sony Corporation* memasarkan baterai lithium-ion pertama kali, kemudian diikuti oleh pabrik-pabrik lain. Salah satu contoh baterai Lithium-ion dapat dilihat di Gambar 24.



Sumber: <http://wikipedia.com>

▲ Gambar 24. Baterai Li-ion

Rapat energi dari lithium-ion 2 kali lebih besar dibandingkan baterai nikel-kadmium. Baterai dengan voltase sebesar 3,6 volt memungkinkan pengepakan baterai dengan hanya satu baterai. Sebagian besar *handphone* berjalan hanya dengan 1 baterai saja. Sedangkan baterai nikel membutuhkan 3 buah baterai 1,2 volt yang disusun secara seri untuk menghasilkan voltase 3,6 volt.

Walaupun secara garis besar baterai ini mempunyai berbagai kelebihan, tetapi Lithium-ion sendiri masih punya kelemahan. Baterai ini mudah pecah dan membutuhkan perlindungan sirkuit sebagai pengamanan operasi. Masalah lain yang muncul adalah usia baterai yang masih dibayangi oleh “ngedrop” atau kehilangan daya. Baterai mulai menunjukkan masalah “ngedrop” setelah 2-3 tahun. Penyimpanan di tempat yang sejuk menurunkan proses “ngedrop”. Perusahaan sendiri menyarankan penyimpanan pada suhu 15°C, dan selama proses pemanasan disarankan mengisinya sekitar 40% terlebih dahulu. Selain itu, masa hidup baterai Li-ion ini juga bergantung pada seberapa sering baterai ini diisi ulang, semakin sering maka semakin singkat masa hidupnya.

Baterai yang selanjutnya dikembangkan adalah Lithium polymer (Li-po) baterai. Perbedaan yang paling menonjol dari Li-ion baterai adalah larutan elektrolitnya tidak lagi terlarut dalam pelarut organik, tetapi di dalam suatu polimer seperti polietilen oksida. Dalam satu sel Li-po baterai ini terdiri atas tiga bagian yaitu anode ( $\text{LiCoO}_2$  atau  $\text{LiMn}_2\text{O}_4$ ), elektrolit  $\text{SiO}_2$  dalam suatu polimer, dan katode (Lithium atau Carbon-Lithium). Kelebihan baterai ini dibandingkan Li-ion antara lain bentuknya bervariasi sesuai permintaan konsumen seperti terlihat pada Gambar 25, lebih tahan dari kebocoran elektrolit, kapasitas penyimpanan energi Li-Po 20% lebih tinggi. Namun, masalah muncul dan masih perlu dikembangkan yaitu masa waktu *recharge* (pengisian kembali) yang lebih lama. Selain



Sumber: <http://wikipedia.com>

▲ Gambar 23. Baterai Nikel-Cadmium



Sumber: <http://www.hardingenergy.com>

▲ Gambar 25. Baterai Li-po



itu, ukuran kecil membengkakkan biaya produksi sehingga harga jual Li-po masih lebih mahal dibanding Li-ion.

Sumber:

<http://batteryuniversity.com/>

[http://en.wikipedia.org/wiki/Lithium-ion\\_polymer\\_battery](http://en.wikipedia.org/wiki/Lithium-ion_polymer_battery)

<http://www.artikelkimia.info/sejarah-penemuan-baterai-34352111112011>

Using Lithium Polymer Batteries in Portable Device. Micro Power.

## Vanadium Redox Battery - VRB

Kebutuhan akan energi merupakan sesuatu yang mutlak bagi manusia. Mobilitas manusia yang semakin tinggi menuntut adanya suatu alat penyimpanan energi. Berbagai inovasi membuat alat penyimpanan energi yang efisien, dan ramah lingkungan telah dilakukan, salah satunya adalah VRB atau *vanadium redox battery* seperti dapat kita lihat pada Gambar 26.

Prinsip dari VRB ini sama dengan RFB (*redox flow battery*). Penggunaan dua larutan elektrolit yang dipisahkan oleh suatu membran, salah satu mengalami reduksi dan yang lain mengalami oksidasi. Ketika terjadi aliran elektron, maka arus listrik akan terjadi. Perbedaan yang ada antara VRB dengan RFB adalah larutan elektrolit yang digunakan. Dalam VRB, kedua setengah-reaksi menggunakan larutan vanadium. Vanadium yang mempunyai tingkat oksidasi +2, +3, +4, dan +5 membuatnya dapat digunakan sebagai larutan elektrolit dalam dua setengah sel reaksi. Vanadium dilarutkan dalam asam sulfat. Baterai VRB ini menghasilkan tegangan 1,6 volt setiap 2 mol per liter untuk kedua setengah-reaksi. Respon VRB yang cepat dari kedua setengah-reaksi memungkinkan tegangan yang tinggi dan lebih efisien dapat dicapai tanpa adanya katalis.



Sumber: <http://wikipedia.com>

 Gambar 26. *Vanadium Redox Battery*

Barbagai kelebihan VRB sebagai alat penyimpanan energi (*energy storage system*) antara lain sebagai berikut:

1. Temperatur operasi rendah

Pengoperasian VRB tidak dilakukan pada suhu tinggi sehingga terhindar dari masalah kebakaran. Adanya aliran larutan elektrolit memungkinkan terjadinya pendinginan otomatis.

2. Potensi waktu hidup yang lama

Vanadium yang berbentuk larutan dan elektroda, membran tidak ikut bereaksi sehingga tidak ada korosi atau penumpukan bahan aktif. Masa hidup dari VRB berkisar antara 8-10 tahun.

3. Penurunan tegangan

Kedua larutan elektrolit yang berasal dari vanadium dengan tingkat oksidasi yang berbeda, menurunkan potensi penurunan tegangan.

4. Dampak positif terhadap lingkungan

Vanadium bukan merupakan bahan yang berbahaya bagi lingkungan.

Sumber:

HILTech Developments Limited. 2005. Application Note - Vanadium Redox Battery



## Perawatan Aki (*Accumulator*)

Pernahkah Anda melihat lampu kendaraan yang redup, atau bunyi klakson yang kurang bertenaga? Kenapa bisa terjadi seperti itu? Nah, hal itu terjadi karena sistem kelistrikan kendaraannya terganggu. Kalau berbicara sistem kelistrikan, maka kita tidak lupa membicarakan sumber listrik di kendaraan kita yaitu aki/accu (*Accumulator*).



Sumber: <http://mobilinfo.net>

▲ Gambar 27. Aki Basah Konvensional

1. Perhatikan permukaan air aki dan periksa penggunaannya setiap 2 bulan sekali. Tambahkan air aki apabila air aki tidak berada diantara garis permukaan atas dan bawah. Adapun batasnya biasanya terdapat pada bagian depan aki seperti terlihat pada Gambar 28.
2. Hindari memodifikasi aliran listrik aki. Cara pemasangan kabel ke aki yang tidak benar bisa mengakibatkan daya listrik cepat habis.
3. Utamakan *kick starter* (engkol) daripada *starter* elektrik dalam menghidupkan mesin untuk sepeda motor. Penggunaan *kick starter* cukup efektif untuk menghemat tegangan aki.
4. Terakhir, gunakan kendaraan secara bijak. Apabila jarak tempuh jauh bisa menggunakan kendaraan bermotor, tetapi apabila jaraknya cukup dekat dapat berjalan kaki atau menggunakan sepeda.

Seiring dengan masa pakai aki basah pada kendaraan, lembar sel aki akan berpalis oleh deposit Sulfat. Semakin tebal deposit sulfat ini membuat tegangan yang dihasilkan aki semakin rendah. Apabila deposit sulfat ini terlalu tebal, dapat mengakibatkan aki mati atau tidak dapat diisi (*recharge*) lagi. Umumnya, solusi yang diambil adalah mengganti dengan aki baru.

Sebelum Anda berfikir mengganti dengan aki yang baru, cobalah tips berikut ini untuk memperpanjang masa hidup aki basah (ingat, tips ini hanya untuk aki basah saja). Bahan yang digunakan adalah EDTA (*ethylenediamine tetraacetic*). Bubuk EDTA ini ternyata dapat merontokkan deposit sulfat yang ada di aki basah. Adapun EDTA yang digunakan adalah  $\text{Na}_4\text{-EDTA}$  atau (*Tetrasodium EDTA*). Penggunaan secara rutin EDTA setiap bulannya dapat membuat masa hidup aki 2-3 kali lebih lama.

Aki adalah salah satu komponen penting pada kendaraan bermotor. Selain berfungsi sebagai penggerak motor starter, aki juga berperan sebagai penyimpan listrik dan sekaligus sebagai penstabil tegangan dan arus listrik kendaraan. Aki juga terdiri dari empat jenis, yaitu: 1) Aki Basah Konvensional, 2) Aki *Hybrid*, 3) Aki Kalsium, 4) Aki Bebas Perawatan/*maintenance free* (MF), dan 5) Aki *Sealed*.

Kita telah tahu berbagai jenis aki yang beredar di masyarakat. Namun, penggunaan yang paling banyak adalah aki basah konvensional seperti pada Gambar 27. Umur pakai aki ini berkisar antara 1,5-2,5 tahun tergantung penggunaannya. Berikut ini beberapa tips perawatan aki basah:



Sumber: <http://mobil.otomotifnet.com>

▲ Gambar 28. Batas Aki Basah Konvensional

Kita siapkan terlebih dahulu:

1.  $\text{Na}_4\text{-EDTA}$  (*Tetrasodium EDTA*) atau (*EDTA teknis*)
2. Air Destilasi (*Akuades*)
3. Sendok Teh
4. Gelas
5. Lap

Langkahnya adalah:

1. Untuk perawatan rutin, siapkan 2-3 sendok teh  $\text{Na}_4\text{-EDTA}$  untuk 1 liter air akuades. Untuk aki yang sudah mati, siapkan 4-6 sendok teh  $\text{Na}_4\text{-EDTA}$  untuk 1 liter akuades.
2.  $\text{Na}_4\text{-EDTA}$  harus diaduk hingga larut sepenuhnya.
3. Masukkan larutan  $\text{Na}_4\text{-EDTA}$  ini ke dalam tiap sel aki hingga level yang dianjurkan.
4. Diamkan beberapa saat. Untuk aki yang telah mati, perlu diisi ulang (*recharge*).

Semoga tips perawatan aki mati di atas dapat bermanfaat bagi Anda semua. Ternyata bahan kimia sangat banyak kegunaannya di kehidupan ya. Jadi penting bagi kita mempelajari ilmu kimia karena sesungguhnya semua aspek kehidupan kita berhubungan dengan kimia salah satunya seperti dunia otomotif di atas.

Akan tetapi kita semua harus ingat salah satu slogan yaitu merawat lebih baik daripada mengobati. Jadi, tetap rawat segala sesuatu yang kita punya.

Sumber:

<http://www.saft7.com/perpanjangan-masa-pakai-accu/>

<http://www.kiosban.com>

<http://epaper.mediaindonesia.com/serba-serbi-aki>

<http://pusatteknologi.com/otomotif-modifikasi>

## Anda bisa mencapai keberhasilan tanpa mengupayakan suatu keberhasilan

Banyak orang menjadi gagal dalam upayanya mencapai keberhasilan, dan menjadikan dirinya dikenal buruk; tanpa menyadari lebih banyak orang yang berhasil dalam upaya menjadikan diri mereka bernilai bagi orang lain.

Mereka mencapai keberhasilan, bukan karena mereka mengupayakan keberhasilan bagi mereka sendiri ; tetapi karena mengupayakan keberhasilan bagi orang lain.

-[www.ebookmaestro.com](http://www.ebookmaestro.com)



Sumber: <http://encyclopedia.com>

▲ Gambar 29. Alessandro Volta

organisme. Hal ini dapat terjadi apabila pada kaki katak ditancapkan potongan logam tembaga dan potongan besi di sisi lainnya sebagai suatu rangkaian listrik. Penemuan ini dinamakan dengan “listrik hewan”.

Penemuan ini kemudian membuat Volta mencoba mengembangkan penemuan Galvani tersebut. Setelah melakukan penelitian yang panjang sekitar 8 tahun, akhirnya pada tahun 1794 menyakinkan dirinya sendiri bahwa logam sebenarnya merupakan penghasil listrik. Hal ini dikenal sebagai “listrik logam”. Volta juga menemukan bahwa tidak hanya 2 logam yang tidak sama ketika bersinggungan dapat menghasilkan listrik, tetapi logam yang bersinggungan dengan larutan tertentu juga menghasilkan listrik. Penemuan ini mengantarkan secara langsung pada tahun 1800 untuk membuat baterai listrik atau “pile” sebut volta. Inilah yang menjadi sumber listrik pertama dengan sejumlah arus listrik.

Volta “pile” ini menjadi pioneer dalam berbagai alat penyimpan energi listrik saat ini seperti aki, batu baterai, dan berbagai pengembangan baterai.

Hasil yang dikenal banyak orang pasti berasal dari perjuangan yang besar pula. Putus asa menjadi hal yang tidak boleh terjadi. Selalu berusaha memecahkan permasalahan yang ada menjadi syarat utama menghasilkan sesuatu yang bermanfaat bagi orang banyak. Tetaplah belajar dan berusaha dalam pencapaian impian dan cita-cita kita.

## Alessandro Volta

Tokoh selanjutnya yang akan kita bahas adalah seorang penemu baterai yang saat ini menjadi salah satu kebutuhan primer untuk alat-alat elektronik kita. Mari kita simak kisahnya.

**F**isikawan Itali, sang penemu baterai atau “*voltaic pile*” sebagai penyimpan energi listrik pertama kali.

Alessandro Volta lahir pada tanggal 18 Februari 1745 di Como, Italia. Terlahir di keluarga pendeta membuatnya begitu tertarik dengan fenomena alam terutama kelistrikan. Pada tahun 1774 Volta ditetapkan sebagai professor fisika di Como.

Sampai akhir abad ke-18, penelitian dipusatkan pada listrik statis, dengan pembangkit oleh gesekan. Kemudian pada tahun 1786, Luigi Galvani menemukan adanya energi listrik yang berasal dari kaki katak. Penemuan ini membuatnya serius dalam meneliti kemungkinan adanya energi listrik dari tubuh



Sumber: <http://encyclopedia.com>

▲ Gambar 30. Voltaic Pile



# ELEKTROLISIS

Kita telah selesai mempelajari tentang Elektrokimia. Materi selanjutnya adalah elektrolisis.

Elektrolisis mempunyai arti yang berkebalikan dengan elektrokimia. Elektrolisis mempelajari perubahan energi listrik menjadi energi kimia. Hal ini berkaitan dengan kespontanan reaksi kimia. Suatu reaksi tidak spontan dapat terjadi apabila terdapat sumber energi yang menopangnya, energi yang dimaksud adalah energi listrik. Dalam sub bab ini kita akan mempelajari masalah elektrolisis, katode-anode dalam suatu sistem elektrolisis, reaksi yang terjadi di katode dan anodanya, serta pemanfaatan elektrolisis dalam kehidupan sehari-hari.

Setelah mempelajari sub bab ini diharapkan Anda dapat:

- membedakan antara elektrokimia dengan elektrolisis
- menerapkan konsep Hukum Faraday dalam perhitungan sel elektrolisis
- menuliskan reaksi elektrolisis pada penyepuhan dan pemurnian logam
- menjelaskan pemanfaatan elektrolisis dalam kehidupan sehari-hari

"Kita menilai diri kita dari apa yang mampu kita kerjakan,  
orang lain menilai kita dari apa yang telah kita lakukan"

-- Henry Wadsworth Longfellow --

Pepatah jawa mengatakan "*Becik Ketitik Olo Ketoro*", yang berarti bahwa semua yang kita lakukan apakah itu baik atau buruk akan diketahui oleh orang lain. Ketika mengerjakan sesuatu jangan pernah mencoba melakukan dengan cara yang salah (curang) karena akibatnya akan kembali kepada kita. Lakukan segala sesuatu secara jujur tetapi dengan sungguh-sungguh dan semaksimal mungkin, sehingga hasil yang didapatkan juga maksimal.

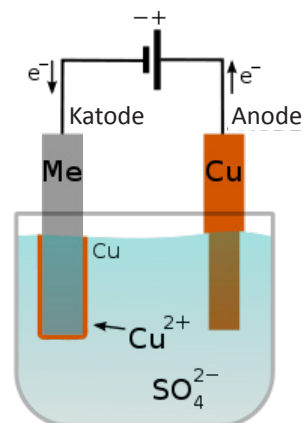
# 1. Sel elektrolisis

Pada materi sebelumnya kita telah mempelajari tentang sel elektrokimia. Nah, pada bagian ini kita akan mempelajari mengenai reaksi redoks yang tidak berlangsung spontan yaitu sel elektrolisis. Berlawanan dengan elektrokimia yang memanfaatkan reaksi redoks spontan untuk menghasilkan listrik, proses elektrolisis merupakan reaksi redoks yang tidak berlangsung spontan sehingga untuk melakukan reaksi diperlukan energi. Energi yang diperlukan dalam proses elektrolisis adalah energi listrik dengan arus searah.

Nah, ketika mempelajari elektrokimia terdapat dua jenis elektrode yaitu katode dan anode, tetapi dalam proses elektrolisis elektrode juga dibedakan berdasarkan keaktifannya, yaitu elektrode inert (elektrode yang tidak aktif sehingga tidak ikut bereaksi) seperti C, Pt, Au, dan elektrode yang aktif yaitu selain C, Pt, Au. Suatu elektrode inert tidak ikut bereaksi, melainkan hanya menyediakan permukaannya sebagai tempat berlangsungnya reaksi, reaksi reduksi berlangsung di katode dan reaksi oksidasi berlangsung di anode. Sumber arus listrik akan memompakan elektron ke katode dan elektron ini akan ditangkap oleh kation (ion positif). Pada saat yang sama, anion (ion negatif) melepaskan elektron dan elektron ini melalui anode dikembalikan ke sumber arus listrik seperti dapat Anda lihat pada Gambar 31.

Kation (ion positif) bergerak menuju katode sehingga katode merupakan elektrode negatif, sebaliknya anode merupakan elektrode positif karena didatangi oleh anion (ion negatif). Supaya lebih mudah diingat, hafalkan singkatan KNAP (Katode Negatif Anode Positif). Hal ini berbeda dengan elektrokimia. Prinsip yang sama antara elektrolisis dengan elektrokimia adalah bahwa: Reduksi selalu berlangsung pada Katode dan Oksidasi pada Anode. (R dan K = konsonan ; O dan A = vokal)

Proses elektrolisis ditentukan oleh potensial dan jenis elektrodenya sehingga reaksi yang terjadi pada katode dan anode adalah sebagai berikut:



Sumber: <http://wikipedia.com>

▲ Gambar 31.  
Sel Elektrolisis

## a. Reaksi pada Katode (reduksi terhadap kation)

- 1) Ion-ion logam alkali, alkali tanah,  $Al^{3+}$ , dan ion-ion logam yang memiliki  $E^0$  lebih kecil dari -0,83 volt tidak direduksi dari larutan. Spesies yang direduksi adalah pelarut (air) dan terbentuklah gas hidrogen ( $H_2$ ).

Reaksi yang terjadi adalah:



- 2) Ion-ion logam yang memiliki  $E^0$  lebih besar dari -0,83 volt direduksi menjadi logam yang diendapkan pada permukaan katode.

Reaksi yang terjadi adalah:



- 3) Ion  $H^+$  dari asam akan direduksi menjadi gas hidrogen ( $H_2$ ).

Reaksi yang terjadi adalah:



- 4) Jika yang dielektrolisis adalah leburan (cairan) elektrolit tanpa ada air, maka kation akan mengalami reduksi sehingga diperoleh logam yang diendapkan pada permukaan katode.

Reaksi yang terjadi adalah:



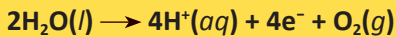
### b. Reaksi pada Anode (oksidasi terhadap anion)

Reaksi yang terjadi pada anode tergantung pada **jenis elektrode** yang digunakan.

#### Elektrode Inert

1) Ion-ion sisa asam oksida tidak mengalami oksidasi, tetapi yang mengalami oksidasi adalah pelarut (air) dan terbentuklah gas oksigen ( $\text{O}_2$ ).

Reaksi yang terjadi adalah:



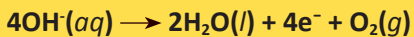
2) Ion-ion halida ( $\text{X}^-$ ), yaitu  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  dan  $\text{I}^-$ , dioksidasi menjadi halogen ( $\text{X}_2$ ).

Reaksi yang terjadi adalah:



3) Ion  $\text{OH}^-$  dari basa dioksidasi menjadi gas oksigen ( $\text{O}_2$ )

Reaksi yang terjadi adalah:



#### Elektrode non inert

Ketika elektrode yang dipakai adalah elektrode non inert (elektrode aktif), maka elektrode itu sendiri yang akan teroksidasi.

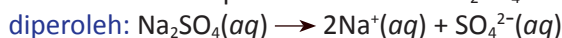
Reaksi yang terjadi adalah:  $\text{M}(s) \rightarrow \text{Mn}^+(aq) + ne^-$

Setelah kita mengetahui berbagai kemungkinan reaksi yang terjadi di anode dan katode, perhatikan beberapa contoh soal berikut untuk memperjelas tentang reaksi dalam sel elektrolisis.

#### Contoh:

1. Elektrolisis larutan  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  dengan elektrode Pt (inert)

Persamaan reaksi peruraian larutan  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

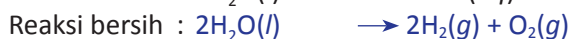
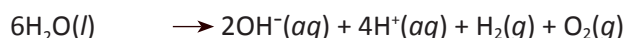
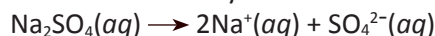


• Katode : ion  $\text{Na}^+$  termasuk ion-ion logam alkali, berarti yang tereduksi adalah air

• Anode : - elektrode yang digunakan adalah elektrode inert, sehingga tidak ikut bereaksi.

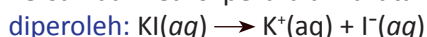
-  $\text{SO}_4^{2-}$  merupakan ion-ion sisa asam oksida, berarti yang teroksidasi adalah air

Secara lengkap reaksi elektrolisisnya adalah:



2. Elektrolisis larutan KI dengan elektrode grafit (C) (inert)

Persamaan reaksi peruraian larutan KI

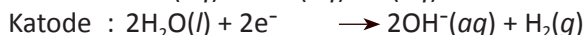
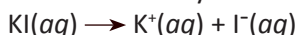


• Katode : ion  $\text{K}^+$  termasuk ion-ion logam alkali, berarti yang tereduksi adalah air

• Anode : - elektrode yang digunakan adalah elektrode inert, sehingga tidak ikut bereaksi.

-  $\text{I}^-$  termasuk ion-ion halida, berarti  $\text{I}^-$  akan dioksidasi menjadi  $\text{I}_2$

Secara lengkap reaksi elektrolisisnya adalah:



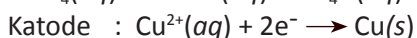
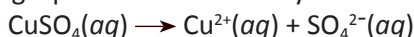
### 3. Elektrolisis larutan $\text{CuSO}_4$ dengan elektrode Cu (non inert)

Persamaan reaksi peruraian larutan  $\text{CuSO}_4$



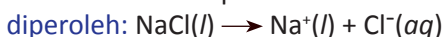
- Katode : ion  $\text{Cu}^{2+}$  memiliki harga potensial reduksi lebih besar dari -0,83 volt, berarti yang tereduksi adalah ion  $\text{Cu}^{2+}$
- Anode : - elektrode yang digunakan elektrode aktif (non inert), sehingga ikut bereaksi.  
- Oleh karena itu, elektrode Cu yang akan teroksidasi

Secara lengkap reaksi elektrolisisnya adalah:



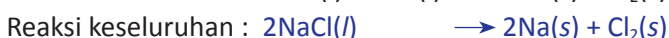
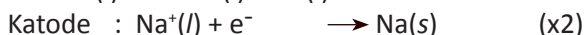
### 4. Elektrolisis leburan NaCl dengan elektrode Pt

Persamaan reaksi peruraian larutan NaCl



- Katode : meskipun ion  $\text{Na}^+$  termasuk ion-ion logam alkali, tetapi karena ini merupakan suatu leburan (tanpa adanya air) sehingga yang tereduksi adalah ion  $\text{Na}^+$
- Anode : - elektrode yang digunakan adalah elektrode inert, sehingga tidak ikut bereaksi.  
-  $\text{Cl}^-$  termasuk ion-ion halida, berarti  $\text{I}^-$  akan dioksidasi menjadi  $\text{Cl}_2$

Secara lengkap reaksi elektrolisisnya adalah:



Kita telah selesai mempelajari berbagai kemungkinan reaksi yang terjadi di anode dan katode suatu sel elektrolisis. Selanjutnya kita akan mulai mempelajari seberapa besar zat yang dihasilkan, maupun seberapa banyak volume gas yang dihasilkan dalam suatu sel elektrolisis. Materi ini merupakan salah satu dari hasil penemuan Michael Faraday.

## 2. Aspek Kuantitatif elektrolisis

**M**ichael Faraday (1791-1867) salah satu tokoh yang telah kita bahas di depan, selain mengembangkan metode elektrolisis, juga menerangkan hubungan kuantitatif antara jumlah arus listrik yang dilewatkan pada sel elektrolisis dengan jumlah zat yang dihasilkan pada elektrode.



Perlu Anda ketahui bahwa, jumlah zat pereaksi yang diperlukan atau jumlah zat yang terbentuk selama proses elektrolisis berhubungan dengan:

- massa molar zat,
- jumlah listrik yang digunakan, dan
- jumlah elektron yang dipindahkan pada reaksi elektrode.

Melalui eksperimen, Faraday merumuskan beberapa kaidah perhitungan elektrolisis yang dikenal sebagai hukum Faraday.

**Hukum Faraday I** berbunyi:

“Jumlah zat yang dihasilkan pada elektrode berbanding lurus dengan jumlah muatan listrik yang melalui sel elektrolisis”

Jika jumlah zat yang dihasilkan ( $G$ ) setara dengan muatan listrik ( $Q$ ), maka

$$G \approx Q$$

$$G = i \cdot t$$

**Hukum Faraday II** berbunyi:

“Jika jumlah arus yang sama dilewatkan pada beberapa sel elektrolisis, jumlah zat yang dihasilkan masing-masing sel berbanding lurus dengan berat ekivalen zat-zat tersebut”

$$G \approx e, \text{ dimana}$$

$$e \text{ (berat ekivalen)} = (\text{Ar atau Mr}) / (\text{Jumlah elektron})$$

Penggabungan hukum Faraday I dan II menghasilkan suatu persamaan baru yaitu:

$$G = k \cdot e \cdot i \cdot t$$

$k$  merupakan tetapan yang ditemukan oleh Faraday yaitu sebesar  $1/96500$

Angka 96500 merupakan konversi muatan listrik dari 1 faraday, dimana 1 faraday adalah jumlah listrik yang terdiri atas satu mol elektron atau  $6,0221367 \times 10^{23}$  butir elektron. Muatan 1 butir elektron adalah sebesar  $1,60217733 \times 10^{-19}$  coulomb, maka listrik satu faraday setara dengan muatan sebesar:

$$6,0221367 \times 10^{23} \cdot 1,60217733 \times 10^{-19} \text{ coulomb} = 9,64853 \times 10^4 \text{ coulomb.}$$

Jadi setelah kita mengetahui persamaan dari hukum Faraday I dan II, untuk mengetahui jumlah zat yang terbentuk di katode maupun di anode digunakan persamaan berikut ini:

$$G = (e \cdot i \cdot t) / 96500, \text{ dengan}$$

$G$  = massa zat yang dihasilkan (g)

$i$  = kuat arus listrik (A)

$e$  = berat ekivalen (g)

$t$  = waktu (s)

Ketika kita menemui dua buah hasil elektrolisis dengan arus listrik yang sama, maka berlaku hubungan sebagai berikut:

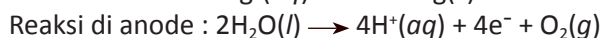
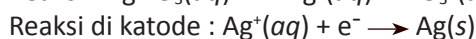
$$G_1/e_1 = G_2/e_2 \text{ atau } G_1 : G_2 = e_1 : e_2$$

Berikut ini beberapa contoh soal terkait aspek kuantitatif sel elektrolisis. Harapannya Anda dapat lebih memahami tentang materi yang telah dipelajari dari contoh soal yang ada.

**Contoh:**

1. Elektrolisis larutan  $\text{AgNO}_3$  selama 1 jam dengan kuat arus 10 Ampere. Hitung massa Ag yang terbentuk pada katode dan berapa liter gas yang terbentuk pada STP! (Ar Ag=108, O=16)

Jawab:



Massa Ag yang terbentuk (G)

$$G = (e \cdot i \cdot t) / 96500$$

$$= \{((108 \text{ g/mol})/1) \cdot 10 \text{ A} \cdot 3600 \text{ s}\} / (96500 \text{ C/mol})$$

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

ingat bahwa :  $Q = i \cdot t$   
jadi, satuan  $C = A \cdot s$

Massa  $O_2$  yang terbentuk (G)

$$G = (e \cdot i \cdot t) / 96500$$

$$= \{((32 \text{ g/mol})/4) \cdot 10 \text{ A} \cdot 3600 \text{ s}\} / (96500 \text{ C/mol})$$

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

$$n_{O_2} = (2,98 \text{ g}) / (32 \text{ g/mol})$$

$$= 0,093 \text{ mol}$$

$$\text{Volume } O_2 \text{ pada STP} = 0,093 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 2,08 \text{ L}$$

Ingat kembali rumus  
konsep mol !!!



2. Tiga buah sel yang berisi larutan yang mengandung ion  $Cr^{3+}$ ,  $Zn^{2+}$  dan  $Cu^{2+}$  dihubungkan secara seri dan dialiri arus listrik yang sama. Jika massa Cu yang terbentuk sebanyak 6,35 gram. Hitung massa Zn dan Cr yang terbentuk pada masing-masing sel! (Ar Cr=52, Zn=65, Cu=63,5)

Jawab:

$$G_{Cr} : G_{Cu} = e_{Cr} : e_{Cu}$$

$$G_{Cr} : 6,35 \text{ g} = 52/3 : 63,5/2$$

$$G_{Cr} = 3,47 \text{ gram}$$

$$G_{Zn} : G_{Cu} = e_{Zn} : e_{Cu}$$

$$G_{Zn} : 6,35 \text{ g} = 65/2 : 63,5/2$$

$$G_{Zn} = 6,5 \text{ gram}$$



## Pengayaan

Anda telah tahu bahwa elektrolisis merupakan kebalikan dari elektrokimia. Apa yang membedakan antara elektrokimia dengan elektrolisis? Coba ingat kembali berbagai kemungkinan reaksi yang terjadi di dalam sel elektrolisis!

Jangan lupa tentang hukum Faraday untuk menghitung aspek kuantitatifnya.

## Kesimpulan

Materi elektrolisis telah selesai kita pelajari bersama. Beberapa simpulan atau rangkuman materinya sebagai berikut:

1. Elektrolisis merupakan reaksi redoks yang tidak berlangsung spontan, sehingga membutuhkan energi listrik untuk berlangsungnya reaksi.
2. Katode merupakan elektrode negatif tempat terjadinya reaksi reduksi. Reaksi yang berlangsung tergantung pada ion (kation) yang mengalami reduksi.
3. Anode merupakan elektrode positif tempat terjadinya reaksi oksidasi. Reaksi yang berlangsung tergantung pada jenis elektrode yang digunakan.
4. Aspek kuantitatif dalam sel elektrolisis dapat kita hitung dengan rumus.

$$G = (e \cdot i \cdot t) / 96500$$

Ketika terdapat lebih dari satu sel elektrolisis tetapi menggunakan arus dan waktu yang sama, maka aspek kuantitatifnya dapat kita hitung dengan rumus.

$$G_1 : G_2 = e_1 : e_2$$

Orang-orang menjadi begitu luar biasa ketika mereka mulai berpikir bahwa mereka dapat melakukan sesuatu. Saat mereka percaya pada diri mereka sendiri, mereka memiliki rahasia kesuksesan yang pertama.  
- Norman Vincent Peale -

## Uji Kepahaman

Untuk mengukur bagaimana penguasaan materi yang telah Anda pelajari, silakan Anda kerjakan soal uji kepeahaman di bawah ini di buku Anda masing-masing.

Uji Kepahaman Elektrolisis dan aspek kuantitatifnya

- Tuliskan reaksi elektrolisis berikut:
  - Larutan KBr dengan elektrode C
  - Larutan  $MgCl_2$  dengan elektrode Pt
  - Larutan  $Ni(NO_3)_2$  dengan selektrode Ni
  - Leburan  $CaF_2$
  - Leburan  $AlCl_3$
- Pada elektrolisis larutan  $ZnCl_2$  dengan elektrode C digunakan arus listrik 5 ampere selama 1 jam. Hitunglah:
  - Endapan Zn yang terbentuk pada katode
  - Volume gas yang terbentuk pada anode jika diukur pada keadaan STP.
- Arus listrik searah dialirkan melalui 3 sel elektrolisis yang berisi larutan  $Pb(NO_3)_2$ ,  $FeCl_2$ , dan  $H_2SO_4$ . Jika endapan Pb yang dihasilkan sebanyak 8,28 gram, maka hitunglah:
  - Massa Fe yang terbentuk pada sel kedua
  - Volume  $O_2$  yang dihasilkan pada sel ketiga apabila diukur pada keadaan sama dengan 1 liter NO massanya 1,5 gram. (Ar Pb= 207; Fe= 56; H= 1; N= 14; O= 16)



### Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Cocokkanlah jawaban Anda dengan kunci jawaban Uji Kepahaman Elektrolisis yang terdapat di bagian akhir modul ini, dan hitung nilai jawaban Anda yang benar. Kemudian gunakan rumus di bawah ini untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi elektrolisis pada Kegiatan Belajar 3.

**Rumus:**

$$\text{Tingkat Penguasaan} = \frac{\text{Jumlah nilai jawaban Anda yang benar}}{100} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan yang Anda capai:

- 90% - 100% = bagus sekali
- 80% - 89% = bagus
- 70% - 79% = cukup
- 69% = kurang

Kalau Anda mencapai tingkat penguasaan 80% ke atas, Anda dapat melanjutkan dengan materi selanjutnya. **Bagus!** Tetapi apabila tingkat penguasaan Anda di bawah 80%, Anda harus mengulangi kegiatan belajar 3 Elektrolisis, terutama yang belum Anda kuasai.

# Chemistry Around Us



## Aplikasi Sel Elektrolisis di Industri

Materi elektrolisis yang telah kita pelajari bersama di atas ternyata banyak sekali penggunaannya dalam kehidupan sehari-hari, terutama aplikasi konsep elektrolisis dalam industri. Nah, berikut ini beberapa contoh aplikasi sel elektrolisis di industri.

### 1. Metalurgi

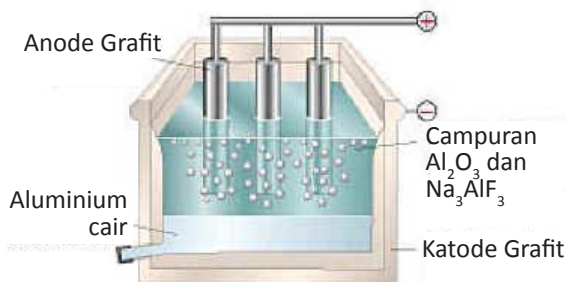
Penerapan sel elektrolisis yang pertama adalah metalurgi. Metalurgi merupakan proses pemisahan (pemurnian) logam dari bijih logam. Proses ini menggunakan proses elektrolisis. Adapun contohnya antara lain:

#### a. Proses Hall

Proses Hall adalah pemurnian aluminium dari bijih bauksit. Proses ini dilakukan dengan cara elektrolisis leburan  $\text{Al}_2\text{O}_3$  yang diperoleh dari biji bauksit. Pada proses ini leburan  $\text{Al}_2\text{O}_3$  dicampur dengan kriolit ( $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ ) dan dielektrolisis dengan menggunakan elektrode grafit seperti dapat Anda lihat pada Gambar 32.

#### b. Pemurnian Tembaga

Proses pengambilan tembaga dari bijih tembaga, mula-mula dilakukan dengan reduksi. Kemudian dilakukan pemurnian tembaga tersebut dengan elektrolisis larutan  $\text{CuSO}_4$  dengan logam tembaga yang tidak murni dijadikan anode dan ketodenya dari tembaga murni. Pada elektrolisis ini tembaga tidak murni akan mengalami oksidasi dan melarut sebagai ion  $\text{Cu}^{2+}$ , selanjutnya ion  $\text{Cu}^{2+}$  tersebut akan bergerak ke katode dan mengendap di katode sebagai tembaga murni.



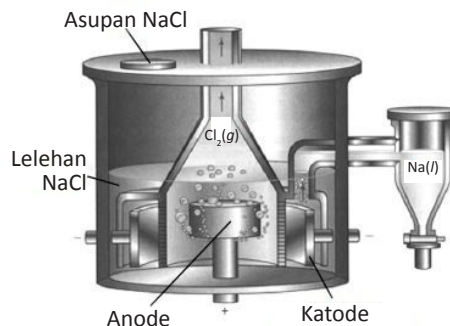
Sumber: <http://www.chem.latech.edu.com>

▲ Gambar 32. Proses Hall

### 2. Industri Bahan Kimia

Kebutuhan berbagai bahan kimia untuk suatu penelitian sangatlah vital. Ternyata, salah satu proses pembuatan bahan kimia di dapatkan dari aplikasi sel elektrolisis. Pembuatan bahan-bahan kimia tertentu, misalnya gas klorin dan  $\text{NaOH}$ , dilakukan dengan cara elektrolisis. Cara ini secara ekonomis lebih murah biayanya dibandingkan menggunakan proses reaksi kimia biasa.

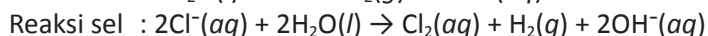
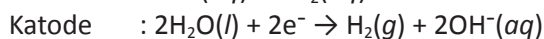
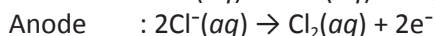
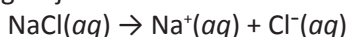
Pembuatan gas klorin dan  $\text{NaOH}$  dilakukan dengan elektrolisis larutan  $\text{NaCl}$  pekat yang diperoleh dari pemekatan air laut. Dengan metode ini bahan baku dapat diperoleh dengan mudah dan murah. Pada proses pembuatan gas klorin dan  $\text{NaOH}$  dengan elektrolisis ini digunakan diafragma yang berfungsi untuk mencegah bereaksinya gas klorin yang dihasilkan dengan  $\text{NaOH}$  yang dihasilkan. Oleh karena itu, sel elektrolisis ini lebih dikenal sebagai sel diafragma yang diilustrasikan pada Gambar 33.



Sumber: <http://www.budisma.web.id>

▲ Gambar 33. Sel Diafragma

Reaksi yang terjadi:



Ion  $2\text{OH}^-$  yang terjadi akan bereaksi dengan in  $\text{Na}^+$ , sehingga menghasilkan  $\text{NaOH}$  yang selanjutnya akan dapat dikristalkan. Jadi dengan metode ini akan dihasilkan gas  $\text{H}_2$ , gas  $\text{Cl}_2$  dan  $\text{NaOH}$ .

### 3. Industri Kerajinan



Sumber: <http://wikipedia.com>

▲ Gambar 34. Cincin Berlapis Perak dan Emas

Pada aplikasi sel elektrolisis yang terakhir ini pasti banyak di antara Anda yang memakai produknya. Industri yang banyak memanfaatkan proses ini contohnya industri kerajinan dari logam seperti perhiasan dan alat-alat rumah tangga. Proses elektrolisis yang digunakan adalah dengan penyepuhan, vernikel, dan verkrom. Kursi lipat yang terbuat dari logam besi disepuh dengan logam kromium melalui elektrolisis  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  dengan anode dari logam kromium, dan katode logam yang akan dilapisi kromium. Cara ini lebih dikenal sebagai verkrom.

Pembuatan perhiasan yang berlapis emas menggunakan cara elektrolisis untuk proses pelapisannya. Perhiasan yang akan dilapisi (disepuh) diletakkan di katode, dan logam emas untuk menyepuh di letakkan di anode, sedangkan elektrolitnya merupakan larutan yang mengandung ion  $\text{Au}^{3+}$ . Larutan  $\text{Au}^{3+}$  harus dibuat dengan konsentrasi sekecil-kecilnya dan proses penyepuhannya menggunakan arus yang sekecil-kecilnya agar penempelan logam emasnya sempurna. Apabila penempelan terlalu cepat, proses kristalisasinya tidak sempurna dan akibatnya logam yang terbentuk menjadi hitam (tidak mengkilat). Agar konsentrasi  $\text{Au}^{3+}$  yang ada dalam larutan sekecil-kecilnya, maka garam  $\text{Au}^{3+}$  ditambahkan apotas ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{KCN}$ ) yang akan membentuk kompleks  $[\text{Au}(\text{CN})_6]^{3-}$ . Proses penyepuhan memerlukan pengalaman yang keterampilan, sebab tanpa latihan yang terus-menerus hasil yang didapatkan tidak maksimal.

"Urusan kita dalam kehidupan ini bukanlah untuk mendahului orang lain, tetapi untuk melampaui diri kita sendiri, untuk memecahkan rekor kita sendiri, dan untuk melampaui hari kemarin dengan hari ini yang lebih baik"

-- Stuart B. Johnson --

Jadikanlah diri kita sebagai seseorang yang harus ditaklukkan. Rasa malas, tidak ingin maju, pesimis, merupakan bagian dari diri kita yang harus kita kalahkan dan hilangkan. Pada dasarnya kita memiliki potensi yang sama untuk menjadi orang besar, tetapi karena kita masih dikuasai rasa malas, pesimis, tidak ingin maju, sehingga kita menjadi seseorang yang biasa-biasa saja. Mulailah belajar untuk mencapai cita-cita Anda. Orang-orang besar di luar sana sesungguhnya menjadi sukses karena kerja keras yang dilakukan sejak muda.

## Luigi Galvani

Tokoh terakhir yang akan kita bahas dalam materi ini adalah seorang ilmuwan dari Itali yang bisa Anda lihat pada Gambar 35. Simak sekilas kisah dari Galvani berikut.

Lahir di Bologna, Itali pada tanggal 9 September 1737. Galvani sangat terkenal dari hubungan hasil penelitiannya dengan kelistrikan. Galvani belajar di Bologna di bidang pengobatan dan filosofi. Pada juli 1759, Galvani melewati tahun pertama pekerjaannya seperti pengobatan dan praktik pembedahan, penelitian anatomi, dan mengajar di bidang pengobatan.

Penelitian dari Galvani yang berkaitan dengan kelistrikan adalah tentang "listrik hewan". Penelitian ini menggunakan kaki katak, kawat, logam tembaga dan besi. Setelah melakukan berbagai uji coba tentang kelistrikan yang ada di kaki katak, Galvani menemukan sesuatu kesimpulan tidak terduga: selama saraf dari kaki katak disentuh dengan konduktor, otot berkontraksi meskipun tidak ada percikan listrik mengenai kaki katak. Kontraksi terjadi, kekuatannya tergantung pada jenis logam yang digunakan. Kontraksi tidak terjadi ketika logam nonkonduktor digunakan.

Fenomena ini dikenal sebagai Galvanism : terciptanya aliran listrik dari kontak 2 logam yang berbeda di lingkungan lembab. Galvani percaya bahwa semua kehidupan ini sesungguhnya elektrikal, karena semua benda hidup tersusun atas sel dan setiap sel memiliki potensial sel listrik biologis hampir sama dengan aliran arus pada sel elektrokimia.

Penemuan Galvani ini menjadi awal dimulainya penelitian intensif tentang kelistrikan. Penelitian Galvani ini juga menjadi awal penemuan baterai oleh Volta. Galvani yang mempunyai bidang ilmu kedokteran telah menjadi "starter" ilmuwan-ilmuwan lain dalam bidang kelistrikan. Hal ini membuktikan bahwa semua ilmu pengetahuan memiliki keterikatan di dalam beberapa aspek.

Nah, ada beberapa hal yang dapat menjadi pelajaran bagi kita. Seperti yang telah disebutkan di atas, semua ilmu pengetahuan memiliki keterikatan di dalam beberapa aspeknya. Sebagai seorang siswa jangan meng"anak emas"kan suatu pelajaran, karena satu pelajaran memiliki keterikatan dengan pelajaran lain. Ketika kita mengalami kesulitan di suatu mata pelajaran, jangan berpikir pelajaran itu susah. Sebenarnya yang membuat susah adalah pikiran kita yang sudah menyerah dengan keadaan. Mulailah bertanya pada guru atau teman yang dianggap sudah bisa dalam mata pelajaran itu.



Sumber: <http://encyclopedia.com>

▲ Gambar 35. Luigi Galvani

" Sukses sering kali datang pada mereka yang berani bertindak,  
dan jarang menghampiri penakut yang tidak berani mengambil konsekuensi"

--- Jawaharlal Nehru ---



# KOROSI

Tentunya Anda sekalian sering menemui besi yang berkarat. Tahukah Anda bahwa korosi merupakan proses teroksidasinya suatu logam oleh udara ( $O_2$ ). Korosi paling dikenal oleh masyarakat terjadi pada besi. Kebutuhan besi untuk keperluan konstruksi dan berbagai peralatan, menjadikan proses korosi begitu dekat dengan kehidupan manusia. Sub bab ini mempelajari faktor penyebab korosi serta berbagai usaha mencegah korosi yang dapat dilakukan.

Setelah mempelajari sub bab ini diharapkan Anda dapat:

- menjelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi terjadinya korosi
- menjelaskan cara yang dapat digunakan untuk mencegah terjadinya korosi

"Satu-satunya yang harus ditakui adalah ketakutan itu sendiri"

-- Franklin D. Roosevelt --

Ketakutan tidak pernah lepas dari kehidupan ini. Jangan pernah takut menghadapi ketakutan itu, karena ketakutan selalu ada di setiap hal yang kita kerjakan. Takut gagal, takut mengecewakan, takut salah, dan sebagainya. Jadikan ketakutan itu sebagai motivasi diri agar hal yang ditakutkan tidak benar-benar terjadi.

**K**orosi secara awam lebih kita kenal dengan istilah perkaratan, merupakan fenomena kimia pada bahan-bahan logam yang mengalami suatu reaksi redoks dengan senyawa lain yang ada di lingkungan, misalnya air dan udara.

Silakan pelajari materi berikut tentang korosi atau perkaratan dengan seksama.

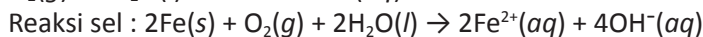
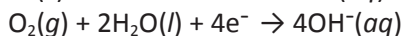
Korosi terjadi melalui reaksi redoks, yakni logam mengalami oksidasi, sedangkan oksigen mengalami reduksi. Karat logam umumnya berupa oksida atau karbonat. Karat pada besi berupa zat yang berwarna coklat-merah dengan rumus kimia  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ . Oksida besi (karat) dapat mengelupas, sehingga secara bertahap permukaan yang baru terbuka itu mengalami korosi. Berbeda dengan aluminium, hasil korosi berupa  $\text{Al}_2\text{O}_3$  membentuk lapisan yang melindungi

lapisan logam dari korosi selanjutnya. Hal ini dapat menerangkan mengapa panci dari besi lebih cepat rusak jika dibiarkan, sedangkan panci dari aluminium lebih awet.

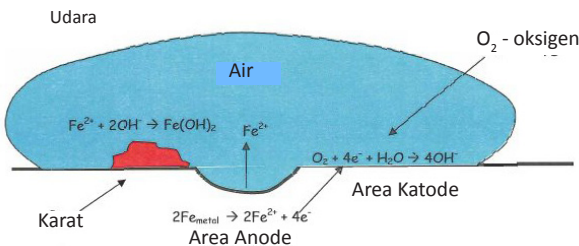
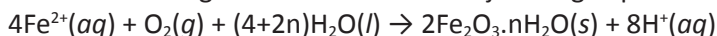
Korosi secara keseluruhan merupakan proses elektrokimia seperti ditunjukkan pada Gambar 36. Pada korosi besi, bagian tertentu dari besi sebagai anode, yakni area besi mengalami oksidasi, sedangkan oksigen akan mengalami reduksi.

Ion besi(II) yang terbentuk pada anode setelah mengalami oksidasi yang pertama akan teroksidasi membentuk besi(III) yang kemudian membentuk senyawa oksida terhidrasi  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  yang disebut karat.

Secara lengkap, reaksi yang terjadi adalah:



Ion  $\text{Fe}^{2+}$  tersebut mengalami oksidasi lebih lanjut dengan persamaan reaksi :



Sumber: <http://wikipedia.com>

**▲** Gambar 36. Ilustrasi Korosi Besi

terbentuk pada anode setelah mengalami oksidasi yang pertama akan teroksidasi membentuk besi(III) yang kemudian membentuk senyawa oksida terhidrasi  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  yang disebut karat.

## 1. Faktor penyebab korosi

Korosi yang terjadi pada logam di sekitar kita dipengaruhi oleh beberapa faktor. Faktor yang berpengaruh terhadap korosi dibedakan menjadi dua, yaitu yang berasal dari bahan itu sendiri dan dari lingkungan. Faktor dari bahan meliputi kemurnian bahan, struktur bahan, bentuk kristal, unsur-unsur kelumit yang ada di dalam bahan, teknik pencampuran bahan, dan sebagainya. Faktor dari lingkungan meliputi tingkat pencemaran udara, suhu, kelembaban, keberadaan zat-zat kimia korosif dan sebagainya. Untuk lebih jelasnya, silakan pahami penjelasannya di bawah ini.

### a. Air dan kelembaban udara

Hadirnya air merupakan salah satu zat penting yang mempengaruhi proses korosi. Udara yang banyak mengandung uap air (lembab) akan mempercepat berlangsungnya proses korosi.

### b. Elektrolit

Elektrolit (asam atau garam) merupakan media yang baik untuk melangsungkan transfer muatan. Hal ini menyebabkan elektron lebih mudah untuk dapat diikat oleh oksigen di udara. Air hujan banyak mengandung asam, begitu juga air laut, maka keduanya merupakan penyebab korosi dengan cepat.



c. Permukaan logam yang tidak rata

Permukaan logam yang tidak rata memudahkan terjadinya kutub-kutub muatan, dan akhirnya akan berperan sebagai anode dan katode. Sebaliknya, permukaan logam yang licin dan bersih akan menyebabkan korosi sukar terjadi.

d. Terbentuknya sel elektrokimia

Apabila dua buah logam yang berbeda potensial bersinggungan dan terjadi pada lingkungan basah atau lembab, maka dapat terjadi sel elektrokimia secara langsung. Logam yang mempunyai potensial rendah akan segera melepaskan elektron dan mengalami oksidasi oleh  $O_2$  dari udara. Hal ini menyebabkan korosi lebih cepat terjadi pada logam dengan potensial rendah, sedangkan logam yang potensialnya tinggi akan lebih awet.

## 2.

### Pencegahan korosi

Korosi pada besi menimbulkan banyak kerugian, karena barang-barang atau bangunan yang menggunakan besi menjadi tidak awet. Korosi pada besi dapat dicegah dengan membuat besi menjadi baja tahan karat (stainless steel), namun proses ini membutuhkan biaya yang mahal, sehingga tidak sesuai dengan kebanyakan penggunaan besi.

Cara pencegahan korosi pada besi dapat dilakukan sebagai berikut:

a. Pengecatan

Fungsi pengecatan adalah untuk melindungi besi kontak dengan air dan udara. Cat yang mengandung timbal dan zink akan lebih melindungi besi terhadap korosi. Pengecatan harus sempurna karena jika terdapat bagian yang tidak tertutup oleh cat, maka besi di bawah cat akan terkorosi. Pagar bangunan dan jembatan biasanya dilindungi dari korosi dengan pengecatan.

b. Pelapisan dengan kromium

Kromium memberi lapisan pelindung, sehingga besi yang dikrom akan menjadi mengkilap. *Cromium plating* dilakukan dengan proses elektrolisis. Kromium dapat memberikan perlindungan meskipun lapisan kromium tersebut ada yang rusak. Cara ini umumnya dilakukan pada kendaraan bermotor, misalnya bumper mobil.

c. Pelapisan dengan timah

Timah termasuk logam yang tahan karat. Kaleng kemasan dari besi umumnya dilapisi dengan timah. Proses pelapisan dilakukan secara elektrolisis atau penyepuhan. Lapisan timah akan melindungi besi selama lapisan itu masih utuh. Apabila terdapat goresan, maka timah justru mempercepat proses korosi karena potensial elektrode besi lebih positif dari timah.

d. Pelapisan dengan zink

Zink dapat melindungi besi meskipun lapisannya ada yang rusak. Hal ini karena potensial elektrode besi lebih negatif daripada zink, maka besi yang kontak dengan zink akan membentuk sel elektrokimia dengan besi sebagai katode. Sehingga zink akan mengalami oksidasi, sedangkan besi akan terlindungi.

e. Pengorbanan anode

Perbaikan pipa bawah tanah yang terkorosi mungkin memerlukan perbaikan yang mahal biayanya. Hal ini dapat diatasi dengan teknik *sacrificial anode*, yaitu dengan cara menanamkan logam magnesium (sebagai anode) kemudian dihubungkan ke pipa besi melalui sebuah kawat. Logam magnesium itu akan berkarat, sedangkan besi tidak karena magnesium merupakan logam yang aktif (lebih mudah berkarat). Logam magnesium berperan sebagai anode karena mempunyai harga  $E^0$  lebih kecil dari  $E^0$  besi.

# Chemistry Around Us

## Fenomena Modifikasi Sepeda Motor



Sumber: <http://bestfuturecar.blogspot.com>

▲ Gambar 37. Motor yang telah diverkrom

Siapa diantara Anda sekalian yang tidak tahu alat transportasi yang terlihat pada Gambar 37. Semua pasti pernah mengendarainya.

**S**epeda motor telah menjadi kebutuhan primer saat ini sebagai salah satu alat transportasi pribadi. Sepeda motor dimiliki oleh hampir semua lapisan masyarakat. Sepeda motor pada awalnya hanya berfungsi sebagai alat transportasi dari satu tempat ke tempat lain, tetapi seiring berjalannya kebutuhan manusia, fungsi lain sepeda motor mulai bermunculan. Sepeda motor mulai berfungsi sebagai sarana eksistensi bagi sebagian remaja. Semakin bagus tampilan sepeda motor, semakin menaikkan percaya diri sang penggunanya. Berbagai modifikasi

tampilan motor juga kerap dilakukan untuk selalu “*up to date*” dengan perkembangan dunia modifikasi motor. Salah satu modifikasi motor yang kerap dilakukan adalah verkrom. Modifikasi ini bertujuan untuk melapisi sebagian atau seluruh *body* motor dengan krom agar terlihat bersih dan berkilau sehingga sepeda motor menjadi lebih menarik. Warna krom juga tidak terbatas pada warna perak, tetapi berbagai warna telah ada sehingga variasi warna sepeda motor bisa dipilih sesuai keinginan.

Sebagian besar pelaku modifikasi motor mungkin tidak mengetahui bahwa modifikasi verkrom ini sangat dekat dengan pelajaran elektrolisis dan korosi. Proses verkrom merupakan proses elektrolisis dengan katode bagian sepeda motor yang akan dilapisi krom, anode logam kromium murni dengan larutan  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ . Selain bertujuan untuk memperindah penampilan dari bagian sepeda motor, modifikasi verkrom juga memiliki fungsi lain, yaitu pencegahan terjadinya korosi dari bagian sepeda motor. Logam kromium mempunyai  $E^0 = -0,74 \text{ V}$  lebih kecil dibandingkan  $E^0$  besi sebesar  $-0,409 \text{ V}$ . Hal ini menyebabkan logam kromium yang melapisi logam besi (bagian sepeda motor) akan teroksidasi terlebih dahulu. Oleh karena itu, modifikasi dengan cara verkrom ini akan menghambat laju korosi besi dari bagian sepeda motor kita.

Ilmu kimia begitu dekat dengan kehidupan kita, dan berbagai aplikasi di kehidupan sehari-hari telah ditemukan dengan menerapkan konsep ilmu kimia. Tetaplah semangat belajar kimia,

" Kesempatan anda untuk sukses di setiap kondisi selalu dapat diukur oleh seberapa besar kepercayaan anda pada diri sendiri"

-- Robert Collier --

## DAFTAR PUSTAKA

- Keenan, Charles W. (1984). *Kimia Untuk Universitas* Jilid 2. Jakarta: Erlangga
- Michael Purba. (2008). *Buku Aktivitas dan Evaluasi Kimia SMA 3A*. Jakarta: Erlangga
- \_\_\_\_\_. (2007). *Kimia SMA 3A*. Jakarta: Erlangga
- Nurdin Riyanto. (2009). *Olimpiade Kimia SMA*. Jakarta: Buku Kita
- Sukisman Purtadi. (2007). *Kimia 3*. Jakarta: Balai Pustaka
- Sunardi. (2009). *Kimia Bilingual untuk Kimia SMA/MA Kelas X*. Bandung: Yrama Widya

### *ebook:*

- French Ministry of Environment - DPPR / SEI / BARPI. 2008
- HILTech Developments Limited. 2005. Application Note - Vanadium Redox Battery
- Robert J. Kee and Huayang Zhu. 2004. International Symposium on Combustion. California Institute of Technology
- Using Lithium Polymer Batteries in Portable Device. Micro Power.

### *Website :*

- <http://batteryuniversity.com/>
- <http://en.wikipedia.org/>
- <http://misteridunia.wordpress.com/>
- <http://news.bbc.co.uk/>
- <http://www.amazing-glutathione.com/>
- <http://www.apros.fi/>
- <http://www.artikelkimia.info/>
- <http://www.chem-is-try.org/>
- <http://www.e-dukasi.net/index>
- <http://www.fossil.energy.gov/>
- <http://www.medicalinsider.com/>
- <http://www.sciencedaily.com/>
- <http://www.smith.edu/>

# Glosarium

---

- Anode** : Elektrode tempat terjadinya oksidasi. Dalam sel volta, anode adalah kutub negatif, sedangkan dalam sel elektrolisis, anode adalah kutub positif
- Bilangan oksidasi** : suatu bilangan kecil yang dihubungkan ke derajat karakter negatif atau positif suatu atom dalam sebuah molekul atau ion poliatom. Bilangan-bilangan ini biasanya bilangan bulat, tetapi dalam hal yang langka, dapat juga pecahan
- Elektrode** : kawat, batang atau lempeng yang bermuatan listrik dalam sebuah tabung vakum atau sel elektrokimia
- Elektrokimia** : studi reaksi redoks yang menghasilkan energi listrik
- Elektrolisis** : Reaksi peruraian yang terjadi karena listrik dialirkan ke dalam larutan elektrolit
- Elektrolit** : suatu zat yang menghantarkan kelistrikan, bila dilelehkan atau dilarutkan
- Elektron** : suatu partikel subatom dengan muatan negatif satu dan massa relatif kecil ( $5,5 \times 10^{-4}$  s.m.a) yang terdapat di luar inti
- Katode** : Elektrode tempat terjadinya reduksi. Dalam sel volta, katode adalah kutub positif, sedangkan dalam sel elektrolisis, katode adalah kutub negatif
- Korosi** : Reaksi redoks pada logam yang dipengaruhi oleh keberadaan air dan udara di lingkungan sekitarnya menghasilkan zat yang tidak dikehendaki (karat)
- Oksidasi** : Reaksi yang melibatkan terjadinya kenaikan bilangan oksidasi atau reaksi yang melibatkan pelepasan elektron oleh suatu zat.
- Radikal** : suatu atom atau gugus atom yang mempunyai satu elektron tak berpasangan atau lebih
- Reduksi** : Reaksi yang melibatkan terjadinya penurunan bilangan oksidasi atau reaksi yang melibatkan pengikatan elektron oleh suatu zat

# UJI KOMPETENSI



Uji kompetensi sebagai evaluasi penguasaan materi redoks secara keseluruhan. Kerjakan uji kompetensi ini secara bertanggung jawab  
Petunjuk:

1. Kerjakan soal di buku masing-masing
2. Waktu yang disediakan adalah 2x45 menit
3. Tidak diperbolehkan membuka materi di modul
4. Ketuntasan belajar minimal adalah 75
5. Cocokkan jawaban dengan lembar jawab yang telah ada di belakang
6. Apabila nilai yang didapatkan  $<75$ , Anda harus mengerjakan kembali. Tentunya tanpa melihat kunci jawaban.
7. Berdoalah sebelum mulai mengerjakan

Kebiasaan baik akan membawa kita ke dalam kebaikan pula, begitupun kebiasaan buruk juga akan membawa ke dalam keburukan. Mulailah berkebiasaan baik, salah satunya dengan mengerjakan tugas secara jujur dan bertanggung jawab.

## Pilihan Ganda

Pilihlah salah satu jawaban yang paling benar !

- Persamaan reaksi berikut yang **bukan** merupakan reaksi redoks adalah ...
  - $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Cr}_2\text{O}_3$
  - $\text{CuCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
  - $\text{H}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + 6\text{HCl}$
  - $\text{Mg} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{Cu}$
  - $3\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3 + 2\text{CrO}_3 \rightarrow 3\text{CH}_3\text{COCH}_3 + 2\text{Cr}(\text{OH})_3$
- Perhatikan persamaan reaksi berikut:  
 $a\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ + b\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \rightarrow a\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 10\text{CO}_2$   
 harga  $a$  dan  $b$  adalah ...
  - 2 dan 3
  - 2 dan 4
  - 2 dan 5
  - 3 dan 5
  - 4 dan 4
- Dari perubahan berikut ini, yang terjadi perpindahan sebanyak lima elektron untuk tiap atom / ionnya adalah ...
  - $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$
  - $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$
  - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$
  - $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClO}_2^-$
  - $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$
- Jika ion besi(II) dioksidasi dengan ion dikromat dalam suasana asam dengan reaksi:  
 $\text{Fe}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Cr}^{3+}$   
 maka setiap 1 mol ion dikromat akan dapat mengoksidasi ion besi(II) sebanyak ....
  - 1 mol
  - 2 mol
  - 3 mol
  - 4 mol
  - 6 mol
- Perhatikan persamaan reaksi berikut :  
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 Satu mol asam sulfat dapat mengoksidasi hidrogen iodide sebanyak ....
  - 1 mol
  - 2 mol
  - 4 mol
  - 6 mol
  - 8 mol
- Diketahui:  
 $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{s}) \quad E^\circ = -2,71 \text{ volt}$   
 $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s}) \quad E^\circ = -0,13 \text{ volt}$   
 Apabila elektrode Na dipasangkan dengan elektrode Pb menjadi sel elektrokimia, maka pernyataan manakah yang **tidak tepat**?
  - Anodenya Na dan katodenya Pb
  - Di anode elektrode Na akan larut
  - $E^\circ_{\text{sel}}$  yang terjadi adalah 5,29 volt
  - Kutub positifnya adalah elektrode Pb
  - Elektron bergerak dari elektrode Na ke Pb
- Diketahui:  
 $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) \quad E^\circ = +0,34 \text{ volt}$   
 $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s}) \quad E^\circ = -0,76 \text{ volt}$   
 Bila kedua logam itu dipasangkan untuk membentuk sel Volta, maka pernyataan yang **tidak benar** adalah ....

- a. Elektrode Zn teroksidasi dan elektrode Cu tereduksi  
 b. Elektrode Zn sebagai anode dan Cu sebagai katode  
 c. Potensial sel yang dihasilkan adalah 1,10 volt  
 d. Notasi selnya  

$$\text{Zn}(s) \mid \text{Zn}^{2+}(aq) \parallel \text{Cu}^{2+}(aq) \mid \text{Cu}(s) \quad E^{\circ}_{\text{sel}} = 1,10 \text{ volt}$$
  
 e. Elektron bergerak dari Cu menuju Zn
8. Apabila diketahui potensial reduksi standar dari,  

$$\text{Ag}^{+}(aq) + e^{-} \rightarrow \text{Ag}(s) \quad E^{\circ} = +0,80 \text{ volt}$$
  

$$\text{In}^{3+}(aq) + 3e^{-} \rightarrow \text{In}(s) \quad E^{\circ} = -0,34 \text{ volt}$$
  

$$\text{Mn}^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow \text{Mn}(s) \quad E^{\circ} = -1,20 \text{ volt}$$
  

$$\text{Mg}^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow \text{Mg}(s) \quad E^{\circ} = -2,34 \text{ volt}$$
  
 Maka pasangan sel Volta yang akan menghasilkan potensial sel sebesar 0,86 volt adalah ...  
 a.  $\text{In}(s) \mid \text{In}^{3+}(aq) \parallel 3\text{Ag}^{+}(aq) \mid 3\text{Ag}(s)$   
 b.  $\text{Mg}(s) \mid \text{Mg}^{2+}(aq) \parallel \text{Mn}^{2+}(aq) \mid \text{Mn}(s)$   
 c.  $\text{Mn}(s) \mid \text{Mn}^{2+}(aq) \parallel 2\text{Ag}^{+}(aq) \mid 2\text{Ag}(s)$   
 d.  $2\text{In}(s) \mid 2\text{In}^{3+}(aq) \parallel 3\text{Mn}^{2+}(aq) \mid 3\text{Mn}(s)$   
 e.  $3\text{Mn}(s) \mid 3\text{Mn}^{2+}(aq) \parallel 2\text{In}^{3+}(aq) \mid 2\text{In}(s)$
9. Berikut ini beberapa elektrode yang dapat dikombinasikan menjadi pasangan-pasangan sel volta:  

$$\text{Cu}^{2+}(aq) \mid \text{Cu}(s) \quad E^{\circ} = +0,34 \text{ volt}$$
  

$$\text{Mg}^{2+}(aq) \mid \text{Mg}(s) \quad E^{\circ} = -2,34 \text{ volt}$$
  

$$\text{Cd}^{2+}(aq) \mid \text{Cd}(s) \quad E^{\circ} = -0,40 \text{ volt}$$
  

$$\text{Zn}^{2+}(aq) \mid \text{Zn}(s) \quad E^{\circ} = -0,34 \text{ volt}$$
  

$$\text{Co}^{2+}(aq) \mid \text{Co}(s) \quad E^{\circ} = -0,27 \text{ volt}$$
  
 Dari kelima elektrode tersebut yang tidak mungkin menjadi katode adalah elektrode ...  
 a. Cu  
 b. Cd  
 c. Co  
 d. Mg  
 e. Zn
10. Jika potensial reduksi standar dari logam Cu, Zn, Ag, Ni, Fe, dan Pt berturut-turut adalah +0,34 V ; -0,76 V ; +0,80 V ; -0,23 V ; -0,40 V ; dan +1,20 V, maka logam yang dapat larut dalam larutan  $\text{Cu}^{2+}$  adalah ...  
 a. Ag dan Ni  
 b. Ag dan Pt  
 c. Fe dan Pt  
 d. Ag dan Zn  
 e. Zn dan Ni
11. Diketahui:  

$$\text{Pb} \mid \text{Pb}^{2+} \parallel \text{Au}^{3+} \mid \text{Au} \quad E^{\circ} = +1,50 \text{ V}$$
  

$$\text{H}^{+} \mid \text{H}_2 \parallel \text{Au}^{3+} \mid \text{Au} \quad E^{\circ} = +1,63 \text{ V}$$
  
 maka harga potensial reduksi standar  $\text{Pb} \mid \text{Pb}^{2+}$  adalah ...  
 a. +3,13 V  
 b. +2,12 V  
 c. +0,13 V  
 d. -0,13 V  
 e. -3,13 V
12. Reaksi yang terjadi pada anode sel kering (sel Leclanché) adalah ...  
 a.  $\text{Pb}(s) + \text{SO}_4^{2-}(aq) \leftrightarrow \text{PbSO}_4(s) + 2e^{-}$   
 b.  $\text{Zn}(s) + 2\text{OH}^{-}(aq) \leftrightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2(s) + 2e^{-}$   
 c.  $\text{Ag}_2\text{O}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) + 2e^{-} \leftrightarrow 2\text{Ag}(s) + 2\text{OH}^{-}(aq)$   
 d.  $\text{PbO}_2(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(aq) \leftrightarrow \text{PbSO}_4(s) + \text{H}_2\text{O}(l)$   
 e.  $\text{Zn}(s) \leftrightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + 2e^{-}$

13. Reaksi yang terjadi pada anode apabila larutan  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  dielektrolisis dengan menggunakan elektrode dari logam kromium adalah ...
- $\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$
  - $2\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^-$
  - $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^-$
  - $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
  - $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$
14. Pada elektrolisis  $\text{CdSO}_4$  dengan menggunakan elektrode karbon, terbentuk endapan Cd sebanyak 2 gram (Ar Cd = 112) pada katode. Volume oksigen, pada STP (1 mol gas = 22,4 L) yang dihasilkan pada anode ...
- 0,2 liter
  - 0,4 liter
  - 0,5 liter
  - 0,6 liter
  - 0,8 liter
15. Diketahui kedua setengah-reaksi :
- $$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$$
- Pada penyetaraan reaksi redoks dalam suasana asam, perbandingan koefisien  $\text{MnO}_4^-$  dan koefisien  $\text{SO}_3^{2-}$  adalah ...
- 1 : 2
  - 1 : 5
  - 5 : 2
  - 2 : 1
  - 2 : 5
16. Arus listrik yang sama dialirkan ke dalam larutan  $\text{CuCl}_2$  dan ke dalam larutan  $\text{CrCl}_3$ . Apabila 0,635 gram Cu terendapkan, maka banyaknya Cr yang terendapkan adalah ... (Ar Cr = 52, Cu = 63,5)
- 0,95 gram
  - 0,78 gram
  - 0,42 gram
  - 0,35 gram
  - 0,17 gram
17. Pada elektrolisis larutan NaCl, di ruang anode dihasilkan ...
- Logam Na
  - Ion hidroksida
  - Ion klorida
  - Gas klorin
  - Larutan asam
18. Untuk melindungi besi dari perkaratan (korosi) dapat dilakukan dengan melapisi besi dengan logam kromium. Kelebihan dari cara ini adalah ...
- Harga kromium lebih mahal dari harga besi
  - Apabila berlubang, besinya cepat keropos
  - Kromium tidak dapat melindungi besi
  - Kromium sukar berkarat
  - $E^0 \text{Fe} > E^0 \text{Cr}$
19. Gas klorin dalam industri diperoleh dari proses elektrolisis larutan NaCl. Selain gas klorin juga dihasilkan ...
- Logam natrium dan gas hidrogen
  - Soda kaustik (NaOH) dan gas hidrogen
  - Gas oksigen dan gas hidrogen
  - Gas oksigen dan larutan NaOH
  - Logam natrium dan larutan NaOH



20. Pada proses pelapisan barang kerajinan perak, pernyataan yang tidak benar adalah ...
- Barang kerajinan diletakkan di katode
  - Perak diletakkan di anode
  - Digunakan larutan perak nitrat
  - Arus yang diberikan sangat besar
  - Digunakan arus listrik searah

## Uraian

- Setarakan persamaan reaksi redoks berikut :
  - $KI(s) + NaClO_3(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow K_2SO_4(aq) + I_2(g) + NaCl(aq) + H_2O(l)$
  - $BiO_3^-(aq) + VO^+(aq) \rightarrow Bi_2O_3(aq) + VO_3^+(aq)$
- Diketahui potensial reduksi:
 

$Cu^{2+}   Cu$	$E^0 = +0,34 V$
$Ag^+   Ag$	$E^0 = +0,8 V$

  - Gambarlah rangkaian sel Volta secara lengkap!
  - Tentukan beda potensial yang terjadi!
  - Tuliskan persamaan reaksi redoks yang terjadi dan notasi selnya!
- Pada elektrolisis larutan  $CuSO_4$  dengan elektrode grafit, selama 30 menit dan arus sebesar 10 ampere. Hitunglah:
  - Massa tembaga yang terjadi di katode! (Ar Cu = 63,5)
  - Volume gas yang terjadi di anode jika diukur pada keadaan standar! (Ar O = 16, H = 1)
- Korosi besi dapat menimbulkan kerugian yang sangat besar, sehingga perlu dilakukan upaya pencegahan korosi.
  - Tuliskan persamaan reaksi kimia yang terjadi pada korosi besi!
  - Bagaimana cara mencegah terjadinya korosi besi!

" Kita adalah apa yang kita kerjakan berulang kali.  
 Dengan demikian, kecermelangan bukan tindakan tetapi kebiasaan"  
 -- Aristoteles --

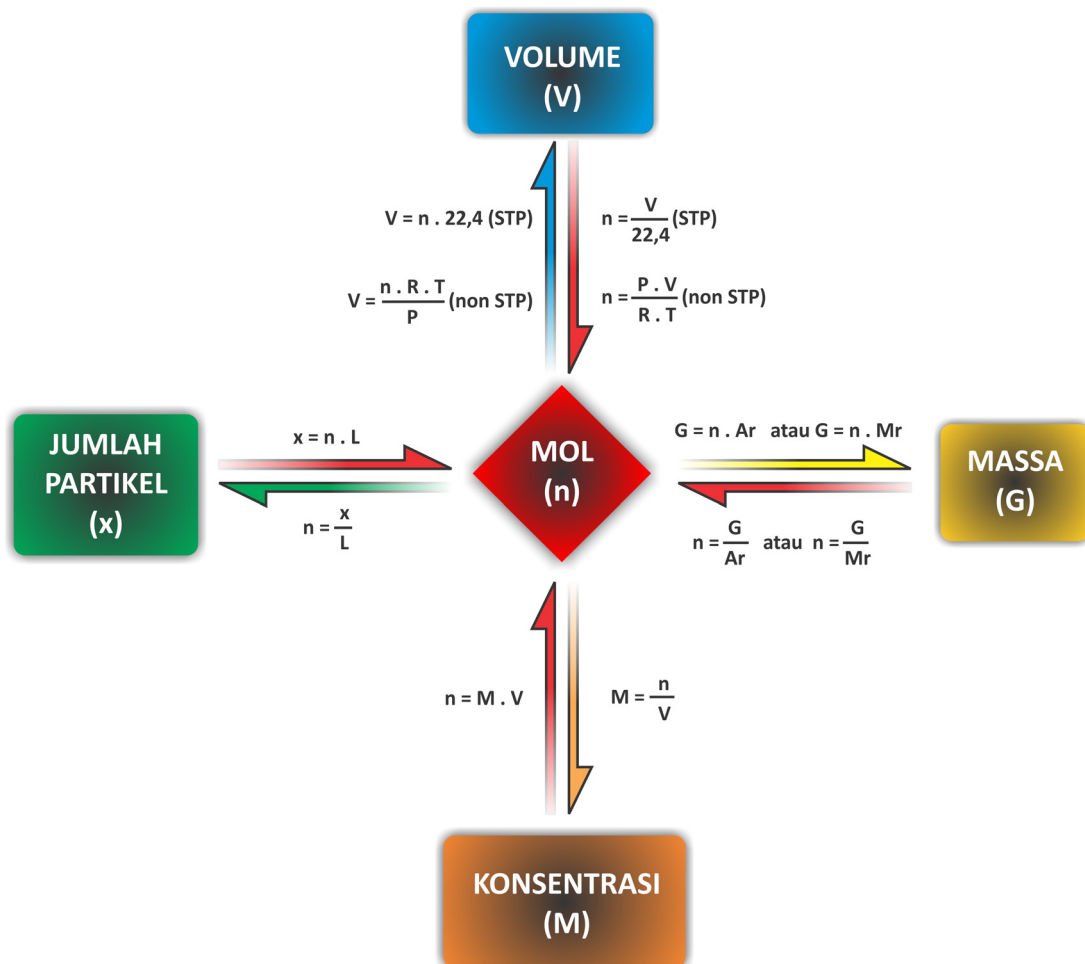
# LAMPIRAN

Tabel Sistem Periodik Unsur

1 IA 11A									2 IIA 2A	
1 <b>H</b> Hydrogen 1.0079										
3 <b>Li</b> Lithium 6.941	4 <b>Be</b> Beryllium 9.01218									
11 <b>Na</b> Sodium 22.989768	12 <b>Mg</b> Magnesium 24.305	3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIB 7B	8 VIII 8	9 VIII 8		
19 <b>K</b> Potassium 39.0983	20 <b>Ca</b> Calcium 40.078	21 <b>Sc</b> Scandium 44.95591	22 <b>Ti</b> Titanium 47.88	23 <b>V</b> Vanadium 50.9415	24 <b>Cr</b> Chromium 51.9961	25 <b>Mn</b> Manganese 54.938	26 <b>Fe</b> Iron 55.847	27 <b>Co</b> Cobalt 58.9332		
37 <b>Rb</b> Rubidium 85.4678	38 <b>Sr</b> Strontium 87.62	39 <b>Y</b> Yttrium 88.90585	40 <b>Zr</b> Zirconium 91.224	41 <b>Nb</b> Niobium 92.90638	42 <b>Mo</b> Molybdenum 95.94	43 <b>Tc</b> Technetium 98.9072	44 <b>Ru</b> Ruthenium 101.07	45 <b>Rh</b> Rhodium 102.9055		
55 <b>Cs</b> Cesium 132.90543	56 <b>Ba</b> Barium 137.327	57-71	72 <b>Hf</b> Hafnium 178.49	73 <b>Ta</b> Tantalum 180.9479	74 <b>W</b> Tungsten 183.85	75 <b>Re</b> Rhenium 186.207	76 <b>Os</b> Osmium 190.23	77 <b>Ir</b> Iridium 192.22		
87 <b>Fr</b> Francium 223.0197	88 <b>Ra</b> Radium 226.0254	89-103	104 <b>Rf</b> Rutherfordium [261]	105 <b>Db</b> Dubnium [262]	106 <b>Sg</b> Seaborgium [266]	107 <b>Bh</b> Bohrium [264]	108 <b>Hs</b> Hassium [269]	109 <b>Mt</b> Meitnerium [268]		
Deret Lantanida		57 <b>La</b> Lanthanum 138.9055	58 <b>Ce</b> Cerium 140.115	59 <b>Pr</b> Praseodymium 140.90765	60 <b>Nd</b> Neodymium 144.24	61 <b>Pm</b> Promethium 144.9127	62 <b>Sm</b> Samarium 150.36	63 <b>Eu</b> Europium 151.9655		
Deret Actanida		89 <b>Ac</b> Actinium 227.0278	90 <b>Th</b> Thorium 232.0381	91 <b>Pa</b> Protactinium 231.03588	92 <b>U</b> Uranium 238.0289	93 <b>Np</b> Neptunium 237.0482	94 <b>Pu</b> Plutonium 244.0642	95 <b>Am</b> Americium 243.0614		

										18 VIII A 8A							
										2 <b>He</b> Helium 4.00260							
										13 IIIA 3A	14 IVA 4A	15 VA 5A	16 VIA 6A	17 VIIA 7A			
										5 <b>B</b> Boron 10.811	6 <b>C</b> Carbon 12.011	7 <b>N</b> Nitrogen 14.00674	8 <b>O</b> Oxygen 15.9994	9 <b>F</b> Fluorine 18.998403	10 <b>Ne</b> Neon 20.1797		
										11 IB 1B	12 IIB 2B	13 <b>Al</b> Aluminum 26.981539	14 <b>Si</b> Silicon 28.0855	15 <b>P</b> Phosphorus 30.973762	16 <b>S</b> Sulfur 32.066	17 <b>Cl</b> Chlorine 35.4527	18 <b>Ar</b> Argon 39.948
10 ↓	28 <b>Ni</b> Nickel 58.6934	29 <b>Cu</b> Copper 63.546	30 <b>Zn</b> Zinc 65.39	31 <b>Ga</b> Gallium 69.732	32 <b>Ge</b> Germanium 72.64	33 <b>As</b> Arsenic 74.92159	34 <b>Se</b> Selenium 78.96	35 <b>Br</b> Bromine 79.904	36 <b>Kr</b> Krypton 83.80								
	46 <b>Pd</b> Palladium 106.42	47 <b>Ag</b> Silver 107.8682	48 <b>Cd</b> Cadmium 112.411	49 <b>In</b> Indium 114.818	50 <b>Sn</b> Tin 118.71	51 <b>Sb</b> Antimony 121.760	52 <b>Te</b> Tellurium 127.6	53 <b>I</b> Iodine 126.90447	54 <b>Xe</b> Xenon 131.29								
	78 <b>Pt</b> Platinum 195.08	79 <b>Au</b> Gold 196.9665	80 <b>Hg</b> Mercury 200.59	81 <b>Tl</b> Thallium 204.3833	82 <b>Pb</b> Lead 207.2	83 <b>Bi</b> Bismuth 208.98037	84 <b>Po</b> Polonium [208.9824]	85 <b>At</b> Astatine 209.9871	86 <b>Rn</b> Radon 222.0176								
	110 <b>Ds</b> Darmstadtium [269]	111 <b>Rg</b> Roentgenium [272]	112 <b>Cn</b> Copernicium [277]	113 <b>Uut</b> Ununtrium unknown	114 <b>Uuq</b> Ununquadium [289]	115 <b>Uup</b> Ununpentium unknown	116 <b>Uuh</b> Ununhexium [298]	117 <b>Uus</b> Ununseptium unknown	118 <b>Uuo</b> Ununoctium unknown								
	64 <b>Gd</b> Gadolinium 157.25	65 <b>Tb</b> Terbium 158.92534	66 <b>Dy</b> Dysprosium 162.50	67 <b>Ho</b> Holmium 164.93032	68 <b>Er</b> Erbium 167.26	69 <b>Tm</b> Thulium 168.93421	70 <b>Yb</b> Ytterbium 173.04	71 <b>Lu</b> Lutetium 174.967									
	96 <b>Cm</b> Curium 247.0703	97 <b>Bk</b> Berkelium 247.0703	98 <b>Cf</b> Californium 251.0796	99 <b>Es</b> Einsteinium [254]	100 <b>Fm</b> Fermium 257.0951	101 <b>Md</b> Mendelevium 258.1	102 <b>No</b> Nobelium 259.1009	103 <b>Lr</b> Lawrencium [262]									

## Rumus Konsep Mol (rumus perempatan)



Keterangan:

n : jumlah mol (mol)

G : massa zat (gram)

Ar : massa atom relatif ( $\text{gram} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

Mr : massa molekul relatif ( $\text{gram} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

M : konsentrasi larutan (M)

V : volume larutan (L)

x : jumlah partikel zat (butir)

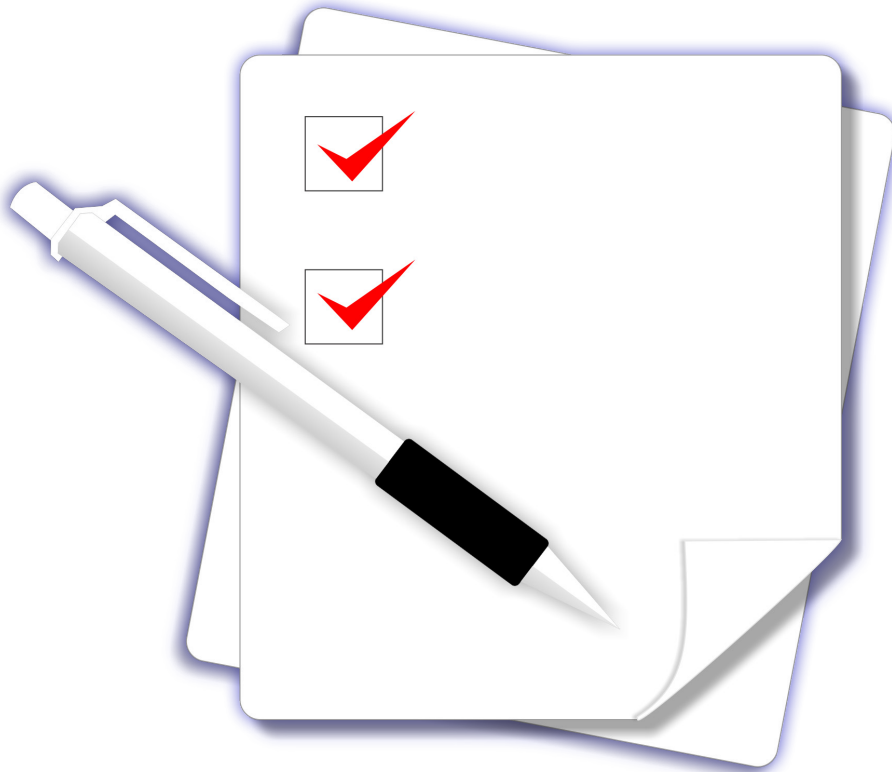
L : tetapan Avogadro ( $6,02 \times 10^{23}$  butir. $\text{mol}^{-1}$ )

R : tetapan gas ( $0,082$  atm. $\text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )

T : suhu (K)

P : tekanan (atm)

## KUNCI JAWABAN



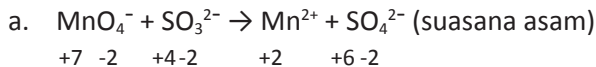
Cocokkan jawaban dari pekerjaan Anda sesuai poin yang tertera disetiap langkah.

Kunci jawaban digunakan untuk mengukur tingkat penguasaan Anda terhadap materi dalam modul ini. Jadi, jangan membuka jawaban ini sebelum Anda mengerjakan soal dalam modul ini.

Nilailah diri Anda sendiri dengan bijaksana.

## Uji Kepahaman Reaksi redoks bilangan oksidasi

### 1. Reaksi ion suasana asam



Atom yang mengalami perubahan bilangan oksidasi adalah Mn dan S

### b. Penyetaraan jumlah atom

– Jumlah atom Mn di ruas kiri = 1, di ruas kanan = 1

Jumlah atom Mn sudah setara

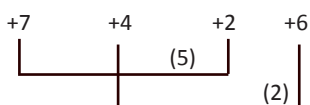
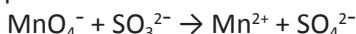
– Jumlah atom S di ruas kiri = 1, di ruas kanan = 1

Jumlah atom S sudah setara



--- ( 5 poin)

### c. Menghitung selisih total elektron yang menyebabkan perubahan bilangan oksidasi (selisih total bilangan oksidasi masing-masing atom) dan disetarakan dengan penambahan koefisien



$\text{MnO}_4^-$  dan  $\text{Mn}^{2+}$  dikalikan 2,  $\text{SO}_3^{2-}$  dan  $\text{SO}_4^{2-}$  dikalikan 5



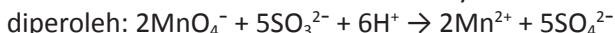
--- ( 5 poin)

### d. Menyetarakan jumlah muatan

Jumlah muatan di ruas kiri =  $2(-1) + 5(-2) = -12$

Jumlah muatan di ruas kanan =  $2(+2) + 5(-2) = -6$

Tambahkan  $6\text{H}^+$  di ruas kiri untuk menyetarakan muatan



--- ( 5 poin)

### e. Menyetarakan jumlah atom H

Jumlah atom H di ruas kiri = 6

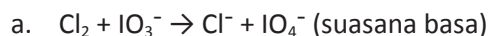
Jumlah atom H di ruas kanan = 0

Tambahkan  $3\text{H}_2\text{O}$  di ruas kanan ( $1/2 \times$  jumlah atom H)



--- ( 5 poin)

### 2. Reaksi ion suasana basa



Atom yang mengalami perubahan bilangan oksidasi adalah Cl dan I

### b. Penyetaraan jumlah atom

– Jumlah atom Cl di ruas kiri = 2, di ruas kanan = 1

Tambahkan koefisien 2 di ruas kanan

– Jumlah atom I di ruas kiri = 1, di ruas kanan = 1

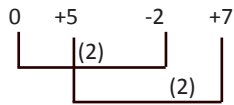
Jumlah atom I sudah setara



--- ( 5 poin)

### c. Menghitung selisih total elektron yang menyebabkan perubahan bilangan oksidasi (selisih total bilangan oksidasi masing-masing atom) dan disetarakan dengan

penambahan koefisien



Karena perbandingan sudah sama, maka tidak ada perubahan diperoleh:  $\text{Cl}_2 + \text{IO}_3^- \rightarrow 2\text{Cl}^- + \text{IO}_4^-$

--- ( 5 poin)

- d. Menyetarakan jumlah muatan

Jumlah muatan di ruas kiri =  $(0) + (-1) = -1$

Jumlah muatan di ruas kanan =  $2(-1) + (-1) = -3$

Tambahkan  $2\text{OH}^-$  di ruas kiri untuk menyetarakan muatan

diperoleh:  $\text{Cl}_2 + \text{IO}_3^- + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{Cl}^- + \text{IO}_4^-$

--- ( 5 poin)

- e. Menyetarakan jumlah atom H

Jumlah atom H di ruas kiri = 2

Jumlah atom H di ruas kanan = 0

Tambahkan  $\text{H}_2\text{O}$  di ruas kiri ( $1/2 \times$  jumlah atom H)

diperoleh:  $\text{Cl}_2 + \text{IO}_3^- + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{Cl}^- + \text{IO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$  (Reaksi Sudah Setara)

--- ( 5 poin)

### 3. Reaksi ion suasana asam

- a.  $\text{Cu} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO}$  (suasana asam)



Atom yang mengalami perubahan bilangan oksidasi adalah Cu dan N

- b. Penyetaraan jumlah atom

– Jumlah atom Cu di ruas kiri = 1, di ruas kanan = 1

Jumlah atom Cu sudah setara

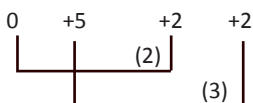
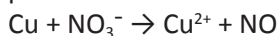
– Jumlah atom N di ruas kiri = 1, di ruas kanan = 1

Jumlah atom N sudah setara

diperoleh:  $\text{Cu} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO}$

--- ( 5 poin)

- c. Menghitung selisih total elektron yang menyebabkan perubahan bilangan oksidasi (selisih total bilangan oksidasi masing-masing atom) dan disetarakan dengan penambahan koefisien



Cu dan  $\text{Cu}^{2+}$  dikalikan 3,  $\text{NO}_3^-$  dan NO dikalikan 2

diperoleh:  $3\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}$

--- ( 5 poin)

- d. Menyetarakan jumlah muatan

Jumlah muatan di ruas kiri =  $(0) + 2(-1) = -2$

Jumlah muatan di ruas kanan =  $3(+2) + 2(0) = +6$

Tambahkan  $8\text{H}^+$  di ruas kiri untuk menyetarakan muatan

diperoleh:  $3\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}$

--- ( 5 poin)

- e. Menyetarakan jumlah atom H  
 Jumlah atom H di ruas kiri = 8  
 Jumlah atom H di ruas kanan = 0  
 Tambahkan  $4\text{H}_2\text{O}$  di ruas kanan ( $1/2 \times$  jumlah atom H)  
 diperoleh:  $3\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$  (Reaksi Sudah Setara)  
 --- ( 5 poin)

4. Reaksi ion suasana basa

- a.  $\text{Cr}(\text{OH})_4^- + \text{BrO}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Br}^-$  (suasana basa)



Atom yang mengalami perubahan bilangan oksidasi adalah Cr dan Br

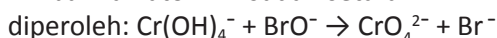
- b. Penyetaraan jumlah atom

– Jumlah atom Cr di ruas kiri = 1, di ruas kanan = 1

Jumlah atom Cr sudah setara

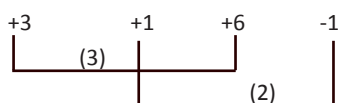
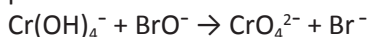
– Jumlah atom Br di ruas kiri = 1, di ruas kanan = 1

Jumlah atom Br sudah setara

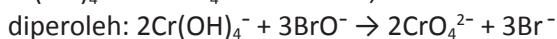


--- ( 5 poin)

- c. Menghitung selisih total elektron yang menyebabkan perubahan bilangan oksidasi (selisih total bilangan oksidasi masing-masing atom) dan disetarakan dengan penambahan koefisien



$\text{Cr}(\text{OH})_4^-$  dan  $\text{CrO}_4^{2-}$  dikalikan 2,  $\text{BrO}^-$  dan  $\text{Br}^-$  dikalikan 3



--- ( 5 poin)

- d. Menyetarakan jumlah muatan

Jumlah muatan di ruas kiri =  $2(-1) + 3(-1) = -5$

Jumlah muatan di ruas kanan =  $2(-2) + 3(-1) = -7$

Tambahkan  $2\text{OH}^-$  di ruas kiri untuk menyetarakan muatan



--- ( 5 poin)

- e. Menyetarakan jumlah atom H

Jumlah atom H di ruas kiri = 10

Jumlah atom H di ruas kanan = 0

Tambahkan  $5\text{H}_2\text{O}$  di ruas kanan ( $1/2 \times$  jumlah atom H)



--- ( 5 poin)

5. Bukan reaksi ion

- a.  $\text{PbO} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{Pb} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$



Atom yang mengalami perubahan bilangan oksidasi adalah Pb dan N

- b. Penyetaraan jumlah atom

– Jumlah atom Pb di ruas kiri = 1, di ruas kanan = 1

Jumlah atom Pb sudah setara



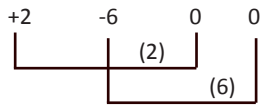
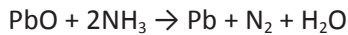
- Jumlah atom N di ruas kiri = 1, di ruas kanan = 2

Tambahkan koefisien 2 di ruas kiri

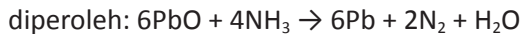


--- ( 5 poin)

- c. Menghitung selisih total elektron yang menyebabkan perubahan bilangan oksidasi (selisih total bilangan oksidasi masing-masing atom) dan disetarakan dengan penambahan koefisien



PbO dan Pb dikalikan 6, 2NH<sub>3</sub> dan N<sub>2</sub> dikalikan 2

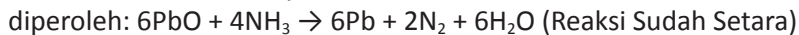


--- ( 5 poin)

- d. Menyetarakan jumlah atom

- Jumlah atom H di ruas kiri = 12, di ruas kanan = 2

Tambahkan koefisien 6 pada H<sub>2</sub>O di ruas kanan

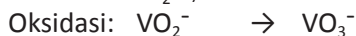
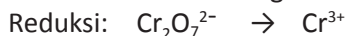


--- ( 5 poin)

### Uji Kepahaman Reaksi redoks setengah reaksi

1.  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \text{VO}_2^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{VO}_3^-(\text{aq})$  (suasana asam)

- a. Pemecahan dua setengah reaksi



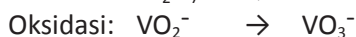
--- ( 3 poin)

- b. Penyetaraan jumlah atom yang mengalami reduksi dan oksidasi

- Pada reaksi reduksi jumlah atom Cr ruas kiri = 2, ruas kanan = 1, sehingga ruas kanan ditambah koefisien 2

- Pada reaksi oksidasi jumlah atom V ruas kiri = 1, ruas kanan = 1, jumlah atom setara.

diperoleh:



--- ( 2 poin)

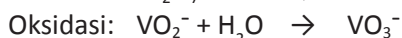
- c. Penyetaraan jumlah atom-atom lain

- Penyetaraan jumlah atom O

- Pada reaksi reduksi jumlah atom O ruas kiri = 7, ruas kanan = 0, sehingga ruas kanan ditambah 7H<sub>2</sub>O

- Pada reaksi oksidasi jumlah atom O ruas kiri = 2, ruas kanan = 3, sehingga ruas kiri ditambah H<sub>2</sub>O

diperoleh:



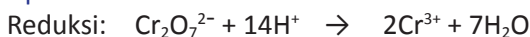
--- ( 5 poin)

- Penyetaraan atom H

- Pada reaksi reduksi jumlah atom H ruas kiri = 0, ruas kanan = 14, sehingga ruas kiri ditambah 14H<sup>+</sup>

- Pada reaksi oksidasi jumlah atom H ruas kiri = 2, ruas kanan = 0, sehingga ruas kanan ditambah  $2\text{H}^+$

diperoleh:



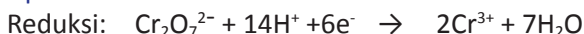
--- ( 5 poin)

d. Penyetaraan jumlah muatan

- Pada reaksi reduksi jumlah muatan ruas kiri = +12, ruas kanan = +6, sehingga ruas kiri ditambah  $6\text{e}^-$

- Pada reaksi oksidasi jumlah muatan ruas kiri = -1, ruas kanan = +1, sehingga ruas kanan ditambah  $2\text{e}^-$

diperoleh:

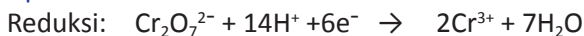


--- ( 5 poin)

e. Penyetaraan jumlah elektron

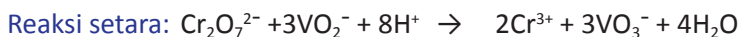
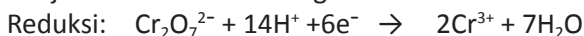
- Pada reaksi reduksi jumlah elektron = 6, reaksi oksidasi = 2, sehingga pada reaksi oksidasi dikalikan 3 sedangkan reaksi reduksi dikalikan 1.

diperoleh:



--- ( 3 poin)

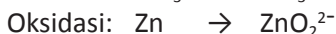
f. Penjumlahan kedua setengah reaksi



--- ( 2 poin)

2.  $\text{Zn}(s) + \text{NO}_3^-(aq) \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-}(aq) + \text{NH}_3(aq)$  (suasana basa)

a. Pemecahan dua setengah reaksi



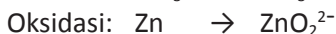
--- ( 3 poin)

b. Penyetaraan jumlah atom yang mengalami reduksi dan oksidasi

- Pada reaksi reduksi jumlah atom N ruas kiri = 1, ruas kanan = 1, jumlah atom setara

- Pada reaksi oksidasi jumlah atom Zn ruas kiri = 1, ruas kanan = 1, jumlah atom setara.

diperoleh:



--- ( 2 poin)

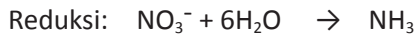
c. Penyetaraan jumlah atom-atom lain

- Penyetaraan jumlah atom O

- Pada reaksi reduksi jumlah atom O ruas kiri = 3, di ruas kanan = 0 dan mempunyai atom H sebanyak 3, sehingga ruas kiri ditambah  $6\text{H}_2\text{O}$

- Pada reaksi oksidasi jumlah atom O ruas kiri = 0, ruas kanan = 2, sehingga ruas kanan ditambah  $2\text{H}_2\text{O}$

diperoleh:



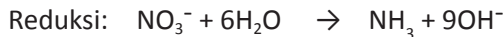
--- ( 5 poin)

• Penyetaraan atom H

- Pada reaksi reduksi jumlah atom H ruas kiri = 12, ruas kanan = 3, sehingga ruas kiri ditambah 9OH<sup>-</sup>

- Pada reaksi oksidasi jumlah atom H ruas kiri = 0, ruas kanan = 4, sehingga ruas kanan ditambah 4OH<sup>-</sup>

diperoleh:



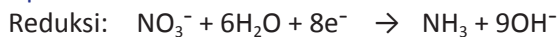
--- ( 5 poin)

d. Penyetaraan jumlah muatan

- Pada reaksi reduksi jumlah muatan ruas kiri = -1, ruas kanan = -9, sehingga ruas kiri ditambah 8e<sup>-</sup>

- Pada reaksi oksidasi jumlah muatan ruas kiri = -4, ruas kanan = -2, sehingga ruas kanan ditambah 2e<sup>-</sup>

diperoleh:

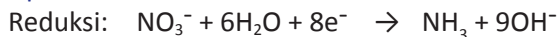


--- ( 5 poin)

e. Penyetaraan jumlah elektron

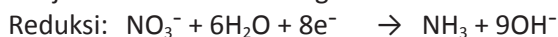
Pada reaksi reduksi jumlah elektron = 8, reaksi oksidasi = 2, sehingga pada reaksi oksidasi dikalikan 4 sedangkan reaksi reduksi dikalikan 1.

diperoleh:



--- ( 3 poin)

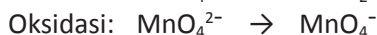
f. Penjumlahan kedua setengah reaksi



--- ( 2 poin)

3.  $\text{MnO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{MnO}_2(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq})$  (suasana asam)

a. Pemecahan dua setengah reaksi



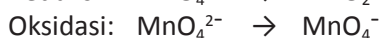
--- ( 3 poin)

b. Penyetaraan jumlah atom yang mengalami reduksi dan oksidasi

- Pada reaksi reduksi jumlah atom Mn ruas kiri = 1, ruas kanan = 1, jumlah atom setara

- Pada reaksi oksidasi jumlah atom Mn ruas kiri = 1, ruas kanan = 1, jumlah atom setara.

diperoleh:



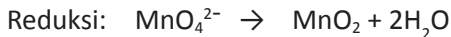
--- ( 2 poin)

## c. Penyetaraan jumlah atom-atom lain

## • Penyetaraan jumlah atom O

- Pada reaksi reduksi jumlah atom O ruas kiri = 4, ruas kanan = 2, sehingga ruas kanan ditambah  $2\text{H}_2\text{O}$
- Pada reaksi oksidasi jumlah atom O ruas kiri = 4, ruas kanan = 4, jumlah atom setara

diperoleh:

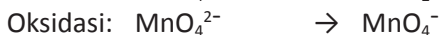


--- ( 5 poin)

## • Penyetaraan atom H

- Pada reaksi reduksi jumlah atom H ruas kiri = 0, ruas kanan = 4, sehingga ruas kiri ditambah  $4\text{H}^+$
- Pada reaksi oksidasi jumlah atom H ruas kiri = 0, ruas kanan = 0, jumlah atom setara

diperoleh:

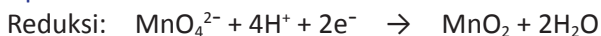


--- ( 5 poin)

## d. Penyetaraan jumlah muatan

- Pada reaksi reduksi jumlah muatan ruas kiri = +2, ruas kanan = 0, sehingga ruas kiri ditambah  $2\text{e}^-$
- Pada reaksi oksidasi jumlah muatan ruas kiri = -2, ruas kanan = -1, sehingga ruas kanan ditambah  $\text{e}^-$

diperoleh:

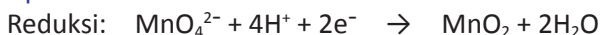


--- ( 5 poin)

## e. Penyetaraan jumlah elektron

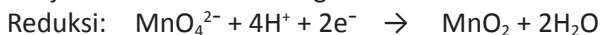
Pada reaksi reduksi jumlah elektron = 2, reaksi oksidasi = 1, sehingga pada reaksi oksidasi dikalikan 1 sedangkan reaksi reduksi dikalikan 2.

diperoleh:



--- ( 3 poin)

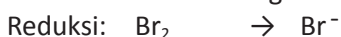
## f. Penjumlahan kedua setengah reaksi



--- ( 2 poin)

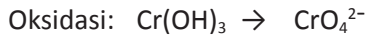
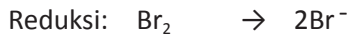
4.  $\text{Cr}(\text{OH})_3(\text{s}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$  (suasana basa)

## a. Pemecahan dua setengah reaksi



--- ( 3 poin)

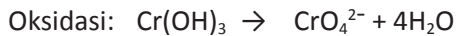
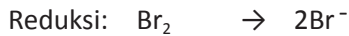
- b. Penyetaraan jumlah atom yang mengalami reduksi dan oksidasi
- Pada reaksi reduksi jumlah atom Br ruas kiri = 2, ruas kanan = 1, sehingga ruas kanan ditambah koefisien 2
  - Pada reaksi oksidasi jumlah atom Cr ruas kiri = 1, ruas kanan = 1, jumlah atom setara diperoleh:



--- ( 2 poin)

- c. Penyetaraan jumlah atom-atom lain
- Penyetaraan jumlah atom O
    - Pada reaksi reduksi jumlah atom O ruas kiri = 0, di ruas kanan = 0, jumlah atom setara
    - Pada reaksi oksidasi jumlah atom O ruas kiri = 3, ruas kanan = 4, terdapat atom H di ruas kiri = 3, sehingga ruas kanan ditambah  $4\text{H}_2\text{O}$  (selisih atom O+atom H)

diperoleh:



--- ( 5 poin)

- Penyetaraan atom H
  - Pada reaksi reduksi jumlah atom H ruas kiri = 0, ruas kanan = 0, jumlah atom setara
  - Pada reaksi oksidasi jumlah atom H ruas kiri = 3, ruas kanan = 8, sehingga ruas kiri ditambah  $5\text{OH}^-$

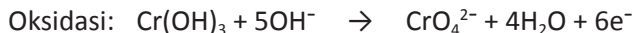
diperoleh:



--- ( 5 poin)

- d. Penyetaraan jumlah muatan
- Pada reaksi reduksi jumlah muatan ruas kiri = 0, ruas kanan = -2, sehingga ruas kiri ditambah  $2\text{e}^-$
  - Pada reaksi oksidasi jumlah muatan ruas kiri = -8, ruas kanan = -2, sehingga ruas kanan ditambah  $6\text{e}^-$

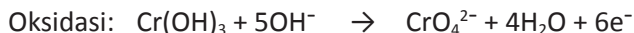
diperoleh:



--- ( 5 poin)

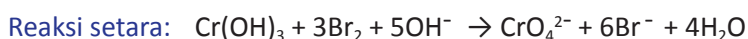
- e. Penyetaraan jumlah elektron
- Pada reaksi reduksi jumlah elektron = 2, reaksi oksidasi = 6, sehingga pada reaksi reduksi dikalikan 3 sedangkan reaksi oksidasi dikalikan 1.

diperoleh:



--- ( 3 poin)

- f. Penjumlahan kedua setengah reaksi
- $$\text{Reduksi: } 3\text{Br}_2 + 6\text{e}^- \rightarrow 6\text{Br}^-$$
- $$\text{Oksidasi: } \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^-$$



--- ( 2 poin)

## Uji Kepahaman Sel Elektrokimia

1. a.  $\text{Al} \mid \text{Al}^{3+} \parallel 3\text{Ag}^+ \mid 3\text{Ag}$  --- ( 5 poin)
- b.  $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+} \parallel 2\text{H}^+ \mid \text{H}_2$  --- ( 5 poin)
- c.  $2\text{Cr} \mid 2\text{Cr}^{3+} \parallel 3\text{Ni}^{2+} \mid 3\text{Ni}$  --- ( 5 poin)
- d.  $\text{Pb} \mid \text{Pb}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}$  --- ( 5 poin)
- e.  $\text{Fe} \mid \text{Fe}^{2+} \parallel \text{I}_2 \mid 2\text{I}^-$  --- ( 5 poin)
  
2. a. Notasi sel:  $\text{Ni} \mid \text{Ni}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$   
 Elektroda Ni sebagai anode, sedangkan elektroda Ag sebagai katode --- ( 5 poin)  

$$\begin{aligned} E^\circ \text{ Sel} &= E^\circ \text{ katode} - E^\circ \text{ anode} \\ &= +0,80 \text{ V} - (-0,28 \text{ V}) \\ &= +1,08 \text{ V} \quad \text{--- ( 5 poin)} \end{aligned}$$
- b. Notasi sel:  $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+} \parallel \text{Al}^{3+} \parallel \text{Al}$   
 Elektroda Mg sebagai anode, sedangkan elektroda Al sebagai katode --- ( 5 poin)  

$$\begin{aligned} E^\circ \text{ Sel} &= E^\circ \text{ katode} - E^\circ \text{ anode} \\ &= -1,66 \text{ V} - (-2,38 \text{ V}) \\ &= +0,72 \text{ V} \quad \text{--- ( 5 poin)} \end{aligned}$$
- c. Notasi sel:  $\text{Al} \mid \text{Al}^{3+} \parallel \text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}$   
 Elektroda Al sebagai anode, sedangkan elektroda Zn sebagai katode --- ( 5 poin)  

$$\begin{aligned} E^\circ \text{ Sel} &= E^\circ \text{ katode} - E^\circ \text{ anode} \\ &= -0,76 \text{ V} - (-1,66 \text{ V}) \\ &= +0,90 \text{ V} \quad \text{--- ( 5 poin)} \end{aligned}$$
  
3. a. Persamaan reaksi redoks:  $\text{Zn}(s) + 2\text{Ag}^+(aq) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + 2\text{Ag}(s)$   
 Notasi selnya:  $\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+} \parallel 2\text{Ag}^+ \mid 2\text{Ag}$  --- ( 5 poin)  
 Elektroda Zn sebagai anode, sedangkan elektroda Ag sebagai katode  

$$\begin{aligned} E^\circ \text{ Sel} &= E^\circ \text{ katode} - E^\circ \text{ anode} \\ &= +0,80 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) \\ &= +1,56 \text{ V} \quad \text{--- ( 5 poin)} \end{aligned}$$

Oleh karena harga potensial selnya bernilai positif, maka reaksi redoks tersebut dapat berlangsung spontan. --- ( 5 poin)
- b. Persamaan reaksi redoks:  $\text{Ni}(s) + \text{Mg}^{2+}(aq) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(aq) + \text{Mg}(s)$   
 Notasi selnya:  $\text{Ni} \mid \text{Ni}^{2+} \parallel \text{Mg}^{2+} \mid \text{Mg}$  --- ( 5 poin)  
 Elektroda Ni sebagai anode, sedangkan elektroda Mg sebagai katode  

$$\begin{aligned} E^\circ \text{ Sel} &= E^\circ \text{ katode} - E^\circ \text{ anode} \\ &= -2,38 \text{ V} - (-0,28 \text{ V}) \\ &= -1,10 \text{ V} \quad \text{--- ( 5 poin)} \end{aligned}$$

Oleh karena harga potensial selnya bernilai negatif, maka reaksi redoks tersebut tidak dapat berlangsung spontan. --- ( 5 poin)
- c. Persamaan reaksi redoks:  $2\text{Al}(s) + 3\text{Zn}^{2+}(aq) \rightarrow 2\text{Al}^{3+}(aq) + 3\text{Zn}(s)$   
 Notasi selnya:  $2\text{Al} \mid 2\text{Al}^{3+} \parallel 3\text{Zn}^{2+} \mid 3\text{Zn}$  --- ( 5 poin)  
 Elektroda Al sebagai anode, sedangkan elektroda Zn sebagai katode  

$$\begin{aligned} E^\circ \text{ Sel} &= E^\circ \text{ katode} - E^\circ \text{ anode} \\ &= -0,76 \text{ V} - (-1,16 \text{ V}) \\ &= +0,90 \text{ V} \quad \text{--- ( 5 poin)} \end{aligned}$$

Oleh karena harga potensial selnya bernilai positif, maka reaksi redoks tersebut dapat berlangsung spontan. --- ( 5 poin)

## Uji Kepahaman Elektrolisis dan aspek kuantitatifnya

1. a. Elektrolisis larutan KBr dengan elektrode C  
 Persamaan reaksi peruraian KBr:  

$$\text{KBr}(aq) \rightarrow \text{K}^+(aq) + \text{Br}^-(aq) \quad \text{--- ( 2 poin)}$$
 Reaksi di katode :  $2\text{H}_2\text{O}(l) + 2e^- \rightarrow 2\text{OH}^-(aq) + \text{H}_2(g) \quad \text{--- ( 2 poin)}$   
 Reaksi di anode :  $2\text{Br}^-(aq) \rightarrow \text{Br}_2(g) + 2e^- \quad \text{--- ( 2 poin)}$   
 Reaksi bersih :  $2\text{H}_2\text{O}(l) + 2\text{Br}^-(aq) \rightarrow 2\text{OH}^-(aq) + \text{H}_2(g) + \text{Br}_2(g) \quad \text{--- ( 2 poin)}$
- b. Elektrolisis larutan  $\text{MgCl}_2$  dengan elektrode Pt  
 Persamaan reaksi peruraian  $\text{MgCl}_2$ :  

$$\text{MgCl}_2(aq) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(aq) + 2\text{Cl}^-(aq) \quad \text{--- ( 2 poin)}$$
 Reaksi di katode :  $2\text{H}_2\text{O}(l) + 2e^- \rightarrow 2\text{OH}^-(aq) + \text{H}_2(g) \quad \text{--- ( 2 poin)}$   
 Reaksi di anode :  $2\text{Cl}^-(aq) \rightarrow \text{Cl}_2(g) + 2e^- \quad \text{--- ( 2 poin)}$   
 Reaksi bersih :  $2\text{H}_2\text{O}(l) + 2\text{Cl}^-(aq) \rightarrow 2\text{OH}^-(aq) + \text{H}_2(g) + \text{Cl}_2(g) \quad \text{--- ( 2 poin)}$
- c. Elektrolisis larutan  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$  dengan selektrode Ni  
 Persamaan reaksi peruraian  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ :  

$$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2(aq) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(aq) + 2\text{NO}_3^-(aq) \quad \text{--- ( 2 poin)}$$
 Reaksi di katode :  $\text{Ni}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Ni}(s) \quad \text{--- ( 2 poin)}$   
 Reaksi di anode :  $\text{Ni}(s) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(aq) + 2e^- \quad \text{--- ( 2 poin)}$   
 Reaksi bersih :  $\text{Ni}(s) \rightarrow \text{Ni}(s) \quad \text{--- ( 2 poin)}$
- d. Elektrolisis leburan  $\text{CaF}_2$   
 Persamaan reaksi peruraian  $\text{CaF}_2$ :  

$$\text{CaF}_2(l) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(l) + 2\text{F}^-(l) \quad \text{--- ( 2 poin)}$$
 Reaksi di katode :  $\text{Ca}^{2+}(l) + 2e^- \rightarrow \text{Ca}(s) \quad \text{--- ( 2 poin)}$   
 Reaksi di anode :  $2\text{F}^-(l) \rightarrow \text{F}_2(g) + 2e^- \quad \text{--- ( 2 poin)}$   
 Reaksi bersih :  $\text{Ca}^{2+}(l) + 2\text{F}^-(l) \rightarrow \text{Ca}(s) + \text{F}_2(g) \quad \text{--- ( 2 poin)}$
- e. Elektrolisis leburan  $\text{AlCl}_3$   
 Persamaan reaksi peruraian  $\text{AlCl}_3$ :  

$$\text{AlCl}_3(l) \rightarrow \text{Al}^{3+}(l) + 3\text{Cl}^-(l) \quad \text{--- ( 2 poin)}$$
 Reaksi di katode :  $\text{Al}^{3+}(l) + 3e^- \rightarrow \text{Al}(s) \quad \left. \begin{array}{l} \text{(x2)} \\ \text{(x3)} \end{array} \right\} \text{--- ( 2 poin)}$   
 Reaksi di anode :  $2\text{Cl}^-(l) \rightarrow \text{Cl}_2(g) + 2e^- \quad \left. \begin{array}{l} \text{(x2)} \\ \text{(x3)} \end{array} \right\} \text{--- ( 2 poin)}$   
 Reaksi bersih :  $2\text{Al}^{3+}(l) + 6\text{Cl}^-(l) \rightarrow 2\text{Al}(s) + 3\text{Cl}_2(g) \quad \text{--- ( 2 poin)}$
2. Diketahui:  
 Larutan  $\text{ZnCl}_2$  dengan elektrode C  
 $i = 5 \text{ A}$   
 $t = 1 \text{ jam} = 3600 \text{ sekon}$   
 (Ar Zn= 65,3 ; Cl= 35,5)  
 Ditanyakan:
- Endapan Zn yang terbentuk pada katode
  - Volume gas yang terbentuk pada anode jika diukur pada keadaan STP  
 --- ( 5 poin)
- Jawab:  
 Reaksi :  $\text{ZnCl}_2(aq) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + 2\text{Cl}^-(aq)$   
 Reaksi di katode :  $\text{Zn}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Zn}(s)$   
 Reaksi di anode :  $2\text{Cl}^-(aq) \rightarrow \text{Cl}_2(g) + 2e^- \quad \text{--- ( 5 poin)}$
- $G_{\text{zn}} = (e. i. t)/96500 \quad \text{--- ( 3 poin)}$   
 $= ((63,5/1). 5. 3600)/96500$   
 $= 12,18 \text{ gram}$

Jadi massa endapan Zn yang terbentuk di katode sebesar 12,18 gram --- ( 2 poin)

$$\begin{aligned} \text{b. } G_{\text{Cl}_2} &= (e. i. t)/96500 \\ &= ((35,5/1) \cdot 5 \cdot 3600)/96500 \\ &= 6,62 \text{ gram} \quad \text{--- ( 5 poin)} \\ n_{\text{Cl}_2} &= 6,62/35,5 \\ &= 0,19 \text{ mol} \quad \text{--- ( 5 poin)} \end{aligned}$$

Volume  $\text{Cl}_2$  pada STP =  $0,19 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 4,256 \text{ L}$  --- ( 5 poin)

Jadi volume  $\text{Cl}_2$  yang terbentuk di anode sebesar 4,256 liter.

3. Diketahui:

3 sel elektrolisis yang berisi larutan  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{FeCl}_2$ , dan  $\text{H}_2\text{SO}_4$

$G_{\text{Pb}} = 8,28 \text{ gram}$

Ditanyakan:

- Massa Fe pada sel kedua
- Volume  $\text{O}_2$  yang dihasilkan pada sel ketiga apabila diukur pada keadaan sama dengan 1 liter NO massanya 1,5 gram. (Ar Pb= 207; Fe= 56; H= 1; N= 14; O= 16)  
--- ( 5 poin)

Jawab:

$$\begin{aligned} \text{a. } G_{\text{Pb}} : G_{\text{Fe}} &= e_{\text{Pb}} : e_{\text{Fe}} \quad \text{--- ( 3 poin)} \\ 8,28 \text{ g} : G_{\text{Fe}} &= (207/2) : (56/2) \\ G_{\text{Fe}} &= 2,24 \text{ gram} \end{aligned}$$

Jadi massa endapan Fe pada sel kedua sebesar 2,24 gram --- ( 2 poin)

$$\begin{aligned} \text{b. } G_{\text{Pb}} : G_{\text{O}_2} &= e_{\text{Pb}} : e_{\text{O}_2} \\ 8,28 \text{ g} : G_{\text{O}_2} &= (207/2) : (56/2) \\ G_{\text{O}_2} &= 0,64 \text{ gram} \quad \text{--- ( 5 poin)} \\ n_{\text{O}_2} = 0,64/32 & \qquad \qquad \qquad n_{\text{NO}} = 1,5/30 \\ &= 0,02 \text{ mol} \quad \text{--- ( 5 poin)} \qquad \qquad \qquad = 0,05 \text{ mol} \quad \text{--- ( 5 poin)} \\ n_{\text{O}_2} : n_{\text{NO}} = V_{\text{O}_2} : V_{\text{NO}} & \quad \text{--- ( 3 poin)} \\ 0,02 : 0,05 &= V_{\text{O}_2} : 1 \text{ L} \\ V_{\text{O}_2} &= 0,4 \text{ L} \end{aligned}$$

Jadi volume  $\text{O}_2$  pada sel ketiga sebesar 0,4 liter --- ( 2 poin)

-- Nilailah pekerjaan anda sesuai petunjuk --

### Petunjuk Penilaian Uji Kompetensi

- Pilihan ganda setiap nomor benar bernilai 1, dan salah bernilai 0
- Uraian mempunyai nilai untuk setiap langkah yang dikerjakan.  
Setiap langkah mempunyai nilai yang dinyatakan dengan poin di setiap langkah
- Jumlah total nilai pilihan ganda adalah 20  
Jumlah total nilai uraian adalah 50
- Nilai akhir didapatkan dari :

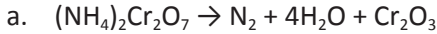
$$\text{Nilai akhir} = \frac{(\text{jumlah total nilai pilihan ganda} + \text{uraian})}{7} \times 10$$



## Uji Kompetensi

### Pilihan Ganda

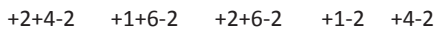
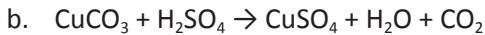
1. Jawaban : B



Biloks Cr berubah dari +6 menjadi +3 -- penurunan -- (reaksi reduksi)

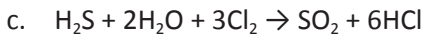
Biloks N berubah dari -3 menjadi 0 -- kenaikan -- (reaksi oksidasi)

Jadi, pilihan "a" adalah reaksi redoks



Tidak terjadi perubahan bilangan oksidasi

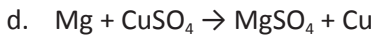
Jadi, pilihan "b" bukan reaksi redoks



Biloks Cl berubah dari 0 menjadi -1 -- penurunan -- (reaksi reduksi)

Biloks S berubah dari -2 menjadi +4 -- kenaikan -- (reaksi oksidasi)

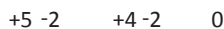
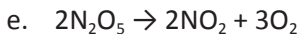
Jadi, pilihan "c" adalah reaksi redoks



Biloks Cu berubah dari +2 menjadi 0 -- penurunan -- (reaksi reduksi)

Biloks Mg berubah dari 0 menjadi +2 -- kenaikan -- (reaksi oksidasi)

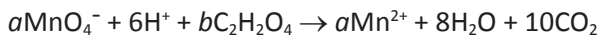
Jadi, pilihan "d" adalah reaksi redoks



Biloks N berubah dari +5 menjadi +4 -- penurunan -- (reaksi reduksi)

Biloks O berubah dari -2 menjadi 0 -- kenaikan -- (reaksi oksidasi)

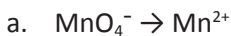
2. Jawaban : C



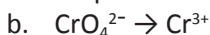
Jumlah atom C sebelah kiri = 2, kanan = 10, sehingga  $b = 5$

Jumlah atom O sebelah kiri = 24, kanan = 28, sehingga  $a = 2$

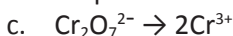
3. Jawaban : A



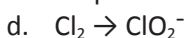
Perpindahan elektron 5 buah.



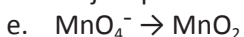
Perpindahan elektron 3 buah



Perpindahan elektron 3 buah

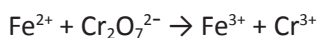


Terjadi penerimaan elektron sebanyak 3 buah

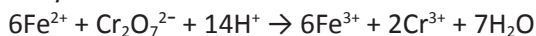


Perpindahan elektron 3 buah

4. Jawaban : E

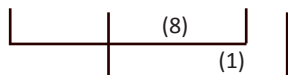


Penyetaraan reaksi:

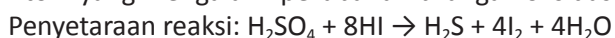


Berdasarkan reaksi setara dapat dilihat bahwa setiap 1 mol ion dikromat ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) dapat mengoksidasi 6 mol ion besi(II) ( $\text{Fe}^{2+}$ ). Jumlah mol sebanding dengan koefisien tiap spesi.

5. Jawaban : E



Atom yang mengalami perubahan bilangan oksidasi : S dan I



6. Jawaban : C

Karena  $E^\circ \text{Pb} > E^\circ \text{Na}$ , maka Pb berperan sebagai katode dan Na sebagai anode

- Notasi selnya :  $\text{Na}^+ | \text{Na} || \text{Pb}^{2+} | \text{Pb}$
- Katode (Pb) sebagai kutub positif dan anode (Na) sebagai kutub negatif
- Elektron bergerak dari anode ke katode.

7. Jawaban : E

Karena  $E^\circ \text{Cu} > E^\circ \text{Zn}$ , maka Cu berperan sebagai katode dan Zn sebagai anode

- Notasi selnya :  $\text{Zn}^{2+} | \text{Zn} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$
- $E^\circ \text{sel} = E^\circ \text{katode} - E^\circ \text{anode}$   
 $= +0,34 - (-0,76) \text{ volt}$   
 $= 1,1 \text{ volt}$
- Katode (Pb) tereduksi dan anode (Na) teroksidasi
- Elektron bergerak dari anode ke katode.

8. Jawaban : E

Notasi selnya : anode || katode

$$E^\circ \text{sel} = E^\circ \text{katode} - E^\circ \text{anode}$$

a.  $E^\circ \text{sel} = E^\circ \text{Ag} - E^\circ \text{In}$   
 $= +0,80 - (-0,34) \text{ volt}$   
 $= 1,14 \text{ volt}$

b.  $E^\circ \text{sel} = E^\circ \text{Mn} - E^\circ \text{Mg}$   
 $= -1,20 - (-2,34) \text{ volt}$   
 $= 1,14 \text{ volt}$

c.  $E^\circ \text{sel} = E^\circ \text{Ag} - E^\circ \text{Mn}$   
 $= +0,80 - (-1,20) \text{ volt}$   
 $= 2,00 \text{ volt}$

d.  $E^\circ \text{sel} = E^\circ \text{Mn} - E^\circ \text{In}$   
 $= -1,20 - (-0,34) \text{ volt}$   
 $= -0,86 \text{ volt}$

e.  $E^\circ \text{sel} = E^\circ \text{In} - E^\circ \text{Mn}$   
 $= -0,34 - (-1,20) \text{ volt}$   
 $= 0,86 \text{ volt}$

9. Jawaban : D

Elektrode yang tidak mungkin bertindak sebagai katode adalah Mg, karena Mg mempunyai harga  $E^0$  paling kecil.

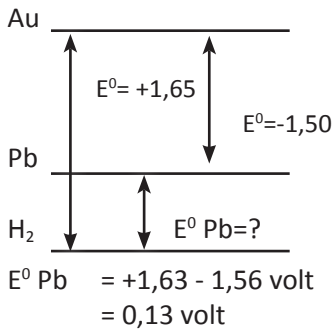
10. Jawaban : E

Urutan  $E^0$  paling besar ke  $E^0$  paling kecil

Pt > Ag > Cu > Ni > Fe > Zn

Logam yang dapat larut dalam larutan  $\text{Cu}^{2+}$  adalah Ni, Fe, dan Zn karena harga  $E^0$  lebih kecil dari harga  $E^0$  Cu.

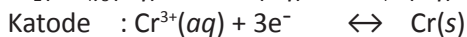
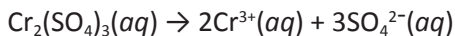
11. Jawaban : C



12. Jawaban : E

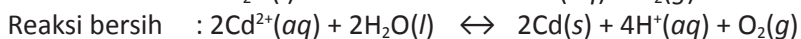
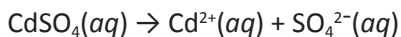
Reaksi yang terjadi pada anode sel kering (sel Leclanché) :  $\text{Zn}(s) \leftrightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + 2e^-$

13. Jawaban : C



Karena elektrode yang digunakan non inert yaitu logam Cr, maka logam Cr itu yang akan teroksidasi.

14. Jawaban : A



Massa endapan Cd yang terbentuk = 2 gram

Mol Cd =  $G/\text{Mr} = 2/112 = 0,02 \text{ mol}$

Mol Cd : mol  $\text{O}_2 = 2 : 1$ , jadi mol  $\text{O}_2 = x 0,02 \text{ mol} = 0,01 \text{ mol}$

V  $\text{O}_2$  (STP) =  $n \times 22,4 \text{ L}$   
 $= 0,01 \times 22,4 \text{ L}$   
 $= 0,224 \text{ L}$

15. Jawaban : E

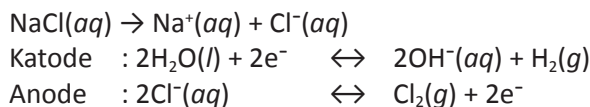


Koefisien  $\text{MnO}_4^-$  : koefisien  $\text{SO}_3^{2-} = 2 : 5$

16. Jawaban : D

$$\begin{aligned} G_{\text{Cu}} : G_{\text{Cr}} &= e_{\text{Cu}} : e_{\text{Cr}} \\ 0,635 : G_{\text{Cr}} &= 63,5/2 : 52/3 \\ 0,635 : G_{\text{Cr}} &= 31,75 : 17,33 \\ G_{\text{Cr}} &= 0,35 \text{ gram} \end{aligned}$$

17. Jawaban : D



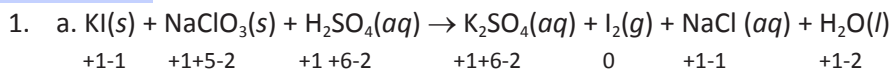
18. Jawaban : E

$E^0 \text{ Fe} > E^0 \text{ Cr}$ . Logam Cr mempunyai  $E^0$  lebih kecil dibandingkan logam Fe, sehingga Cr akan teroksidasi terlebih dahulu.

19. Jawaban : B

20. Jawaban : D

### Uraian

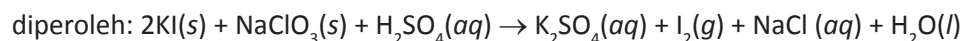


Atom yang mengalami perubahan bilangan oksidasi adalah I dan Na

--- ( 2 poin)

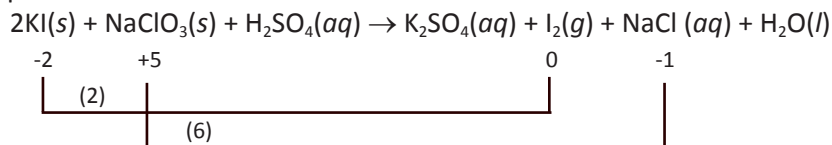
1) Penyetaraan jumlah atom

- Jumlah atom I di ruas kiri = 1, di ruas kanan = 2  
Sehingga ruas kiri ditambah koefisien 2
- Jumlah atom Na di ruas kiri = 1, di ruas kanan = 1  
Jumlah atom Na sudah setara

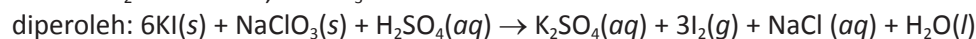


--- ( 1,5 poin)

2) Menghitung selisih total elektron yang menyebabkan perubahan bilangan oksidasi (selisih total bilangan oksidasi masing-masing atom) dan disetarakan dengan penambahan koefisien



KI dan  $\text{I}_2$  dikalikan 3,  $\text{NaClO}_3$  dan NaCl dikalikan 1

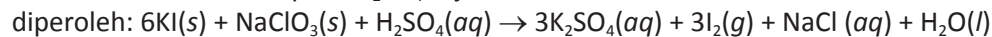


--- ( 1,5 poin)

3) Menyetarakan jumlah atom K

- Jumlah atom K di ruas kiri = 6
- Jumlah atom K di ruas kanan = 2

Tambahkan koefisien pada  $\text{K}_2\text{SO}_4$  sejumlah 3



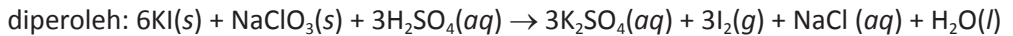
--- ( 1,5 poin)

4) Menyetarakan jumlah atom S

Jumlah atom S di ruas kiri = 1

Jumlah atom S di ruas kanan = 3

Tambahkan koefisien pada  $\text{H}_2\text{SO}_4$  sejumlah 3



--- ( 1,5 poin)

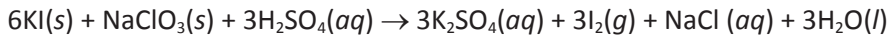
5) Menyetarakan jumlah atom H

Jumlah atom H di ruas kiri = 6

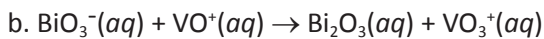
Jumlah atom H di ruas kanan = 2

Tambahkan koefisien pada  $\text{H}_2\text{O}$  sejumlah 3

diperoleh:

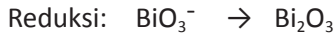


(Reaksi Sudah Setara) --- ( 2 poin)



--- ( 2 poin)

1) Pemecahan dua setengah reaksi



2) Penyetaraan jumlah atom yang mengalami reduksi dan oksidasi

- Pada reaksi reduksi jumlah atom Bi ruas kiri = 1, ruas kanan = 2, sehingga ruas kiri ditambah koefisien 2

- Pada reaksi oksidasi jumlah atom V ruas kiri = 1, ruas kanan = 1, jumlah atom setara

diperoleh:



--- ( 1,5 poin)

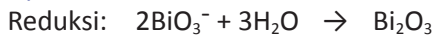
3) Penyetaraan jumlah atom-atom lain

• Penyetaraan jumlah atom O

- Pada reaksi reduksi jumlah atom O ruas kiri = 6, di ruas kanan = 3, sehingga ruas kiri ditambah  $3\text{H}_2\text{O}$

- Pada reaksi oksidasi jumlah atom O ruas kiri = 1, ruas kanan = 3, sehingga ruas kanan ditambah  $2\text{H}_2\text{O}$

diperoleh:



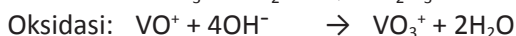
--- ( 1 poin)

• Penyetaraan atom H

- Pada reaksi reduksi jumlah atom H ruas kiri = 6, ruas kanan = 0, sehingga ruas kanan ditambah  $6\text{OH}^-$

- Pada reaksi oksidasi jumlah atom H ruas kiri = 0, ruas kanan = 4, sehingga ruas kiri ditambah  $4\text{OH}^-$

diperoleh:

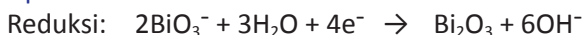


--- ( 1 poin)

## 4) Penyetaraan jumlah muatan

- Pada reaksi reduksi jumlah muatan ruas kiri = -2, ruas kanan = -6, sehingga ruas kiri ditambah  $4e^-$
- Pada reaksi oksidasi jumlah muatan ruas kiri = -3, ruas kanan = +1, sehingga ruas kanan ditambah  $4e^-$

diperoleh:

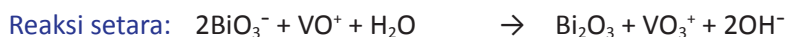
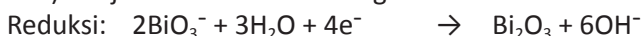


--- ( 1,5 poin)

## 5) Penyetaraan jumlah elektron

Karena pada kedua reaksi jumlah elektron sudah setara, maka tidak perlu dilakukan penyetaraan elektron.

## 6) Penjumlahan kedua setengah reaksi



--- ( 3 poin)

## 2. Diketahui:



Ditanyakan:

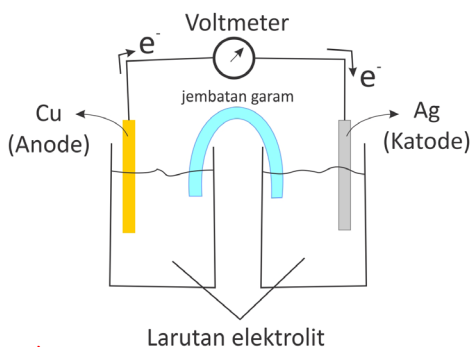
- Rangkaian sel Volta
- Potensial sel
- Reaksi redoks dan notasi sel

--- ( 2 poin)

Jawab:

Harga  $E^0 \text{ Ag} > E^0 \text{ Cu}$ , sehingga Ag sebagai katode dan Cu sebagai anode

- Rangkaian sel Volta



--- ( 2 poin)

- $$E^0 \text{ Sel} = E^0 \text{ Katode} - E^0 \text{ Anode}$$

$$= +0,80 - 0,34 \text{ volt}$$

$$= 0,46 \text{ volt}$$

--- ( 3 poin)

- Reaksi redoks :  $\text{Cu}(s) + 2\text{Ag}^+(aq) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(aq) + 2\text{Ag}(s)$



--- ( 3 poin)

3. Diketahui:

Elektrolisis  $\text{CuSO}_4$ , elektrode grafit (inert)

$t = 30$  menit = 1800 sekon

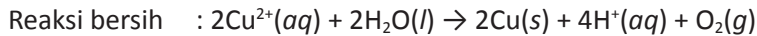
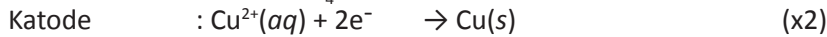
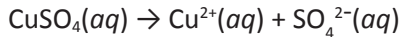
$A = 10$  A

Ditanyakan:

- G Cu yang terjadi di katode ? (Ar Cu = 63,5)
- V gas yang dihasilkan di anode pada STP ? (Ar O = 16 ; H = 1)

--- ( 2 poin)

Jawab:



--- ( 5 poin)

- Massa Cu yang terjadi di katode

$$\begin{aligned} G &= (e. i. t) / 96500 \\ &= ((63,5/2) \cdot 10 \cdot 1800) / 96500 \\ &= 5,92 \text{ gram} \end{aligned}$$

Jadi, massa Cu yang terjadi di katode adalah sebesar 5,92 gram

--- ( 2 poin)

- Massa  $\text{O}_2$  yang terbentuk di anode

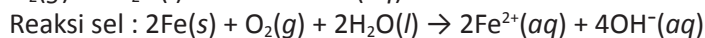
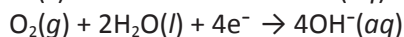
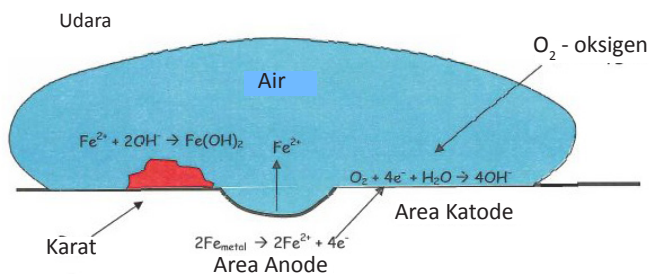
$$\begin{aligned} G &= (e. i. t) / 96500 \\ &= ((32/4) \cdot 10 \cdot 1800) / 96500 \\ &= 1,49 \text{ gram} \quad \text{--- ( 2 poin)} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n_{\text{O}_2} &= G/M_r \\ &= 1,49 / 32 \\ &= 0,05 \text{ mol} \quad \text{--- ( 2 poin)} \end{aligned}$$

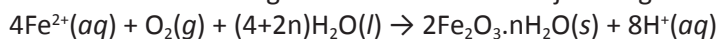
$$\begin{aligned} V_{\text{O}_2}(\text{STP}) &= n \times 22,4 \\ &= 0,05 \times 22,4 \\ &= 1,12 \text{ L} \end{aligned}$$

Jadi, volume gas yang dihasilkan pada anode sebesar 1,12 L --- ( 2 poin)

- a. Persamaan reaksi kimia yang terjadi pada korosi besi:



Ion  $\text{Fe}^{2+}$  tersebut mengalami oksidasi lebih lanjut dengan reaksi :



--- ( 2,5 poin)

b. Cara mencegah terjadinya korosi:

1) Pengecatan

Fungsi pengecatan adalah untuk melindungi besi kontak dengan air dan udara.

2) Pelapisan dengan krom

Krom dapat memberikan perlindungan meskipun lapisan krom tersebut ada yang rusak, hal ini karena krom mempunyai potensial elektrode lebih kecil dibandingkan besi.

3) Pelapisan dengan timah

Timah termasuk logam yang tahan karat. Lapisan timah akan melindungi besi selama lapisan itu masih utuh. Apabila terdapat goresan, maka timah justru mempercepat proses korosi karena potensial elektrode besi lebih positif dari timah.

4) Pelapisan dengan seng

Seng dapat melindungi besi meskipun lapisannya ada yang rusak. Hal ini karena potensial elektrode besi lebih negatif daripada seng, maka besi yang kontak dengan seng akan membentuk sel elektrokimia dengan besi sebagai katode. Sehingga seng akan mengalami oksidasi, sedangkan besi akan terlindungi.

5) Pengorbanan anode

Dilakukan dengan cara menanamkan logam magnesium kemudian dihubungkan ke pipa besi melalui sebuah kawat. Logam magnesium itu akan berkarat, sedangkan besi tidak karena magnesium merupakan logam yang aktif (lebih mudah berkarat).

--- ( 2,5 poin)

Semua keberhasilan yang dicapai orang-orang besar berawal dari hal-hal kecil yang dikerjakan secara terus menerus dan sungguh-sungguh. Hasil yang baik juga dapat dicapai dengan kerja keras yang setiap hari dijalani. Keberhasilan dalam ujian juga berasal dari belajar yang dilakukan setiap hari. Mulailah belajar sedikit demi sedikit layaknya pepatah mengatakan "sedikit demi sedikit, lama-lama menjadi bukit". Jangan pernah berpikir jalan pintas seperti mencontek, membeli jawaban dan jalan pintas lainnya. Hal itu hanya akan membuahkan penyesalan di kemudian hari.

Sesuatu yang berasal dari hal baik akan menjadi hal yang baik pula.

" Kepuasan berasal dari usaha, bukan hasil. Berusaha dengan keras adalah kemenangan yang hakiki "

-- Mahatma Gandhi --