



MODUL
TEMA 12

Ada Redoks di Rumahku

KIMIA PAKET C SETARA SMA/MA KELAS XII



Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan
Direktorat Jenderal PAUD, Pendidikan Dasar, dan Pendidikan Menengah
Direktorat Pendidikan Masyarakat dan Pendidikan Khusus
Tahun 2020



MODUL
TEMA 12

Ada Redoks di Rumahku

KIMIA PAKET C SETARA SMA/MA KELAS XII



Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan
Direktorat Jenderal PAUD, Pendidikan Dasar, dan Pendidikan Menengah
Direktorat Pendidikan Masyarakat dan Pendidikan Khusus
Tahun 2020

Kimia Paket C Setara SMA/MA Kelas XII
Modul Tema 12 : Ada Redoks di Rumahku

- **Penulis:** Diana Kartika Kusumawati
- **Editor:** Dr. Samto; Dr. Subi Sudarto
Dra. Maria Listiyanti; Dra. Suci Paresti, M.Pd.; Apriyanti Wulandari, M.Pd.
- **Diterbitkan oleh:** Direktorat Pendidikan Masyarakat dan Pendidikan Khusus–Direktorat Jenderal Pendidikan Anak Usia Dini, Pendidikan Dasar, dan Pendidikan Menengah–Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan

iv+ 40 hlm + ilustrasi + foto; 21 x 28,5 cm

Kata Pengantar

Pendidikan kesetaraan sebagai pendidikan alternatif memberikan layanan kepada masyarakat yang karena kondisi geografis, sosial budaya, ekonomi dan psikologis tidak berkesempatan mengikuti pendidikan dasar dan menengah di jalur pendidikan formal. Kurikulum pendidikan kesetaraan dikembangkan mengacu pada kurikulum 2013 pendidikan dasar dan menengah hasil revisi berdasarkan peraturan Mendikbud No.24 tahun 2016. Proses adaptasi kurikulum 2013 ke dalam kurikulum pendidikan kesetaraan adalah melalui proses kontekstualisasi dan fungsionalisasi dari masing-masing kompetensi dasar, sehingga peserta didik memahami makna dari setiap kompetensi yang dipelajari.

Pembelajaran pendidikan kesetaraan menggunakan prinsip flexible learning sesuai dengan karakteristik peserta didik kesetaraan. Penerapan prinsip pembelajaran tersebut menggunakan sistem pembelajaran modular dimana peserta didik memiliki kebebasan dalam penyelesaian tiap modul yang di sajikan. Konsekuensi dari sistem tersebut adalah perlunya disusun modul pembelajaran pendidikan kesetaraan yang memungkinkan peserta didik untuk belajar dan melakukan evaluasi ketuntasan secara mandiri.

Tahun 2017 Direktorat Pembinaan Pendidikan Keaksaraan dan Kesetaraan, Direktorat Jendral Pendidikan Anak Usia Dini dan Pendidikan Masyarakat mengembangkan modul pembelajaran pendidikan kesetaraan dengan melibatkan Pusat Kurikulum dan Perbukuan Kemdikbud, para akademisi, pamong belajar, guru dan tutor pendidikan kesetaraan. Modul pendidikan kesetaraan disediakan mulai paket A tingkat kompetensi 2 (kelas 4 Paket A). Sedangkan untuk peserta didik Paket A usia sekolah, modul tingkat kompetensi 1 (Paket A setara SD kelas 1-3) menggunakan buku pelajaran Sekolah Dasar kelas 1-3, karena mereka masih memerlukan banyak bimbingan guru/tutor dan belum bisa belajar secara mandiri.

Kami mengucapkan terimakasih atas partisipasi dari Pusat Kurikulum dan Perbukuan Kemdikbud, para akademisi, pamong belajar, guru, tutor pendidikan kesetaraan dan semua pihak yang telah berpartisipasi dalam penyusunan modul ini.

Jakarta, 1 Juli 2020
Plt. Direktur Jenderal



Hamid Muhammad

Modul Dinamis: Modul ini merupakan salah satu contoh bahan ajar pendidikan kesetaraan yang berbasis pada kompetensi inti dan kompetensi dasar dan didesain sesuai kurikulum 2013. Sehingga modul ini merupakan dokumen yang bersifat dinamis dan terbuka lebar sesuai dengan kebutuhan dan kondisi daerah masing-masing, namun merujuk pada tercapainya standar kompetensi dasar.

Daftar Isi

Kata Pengantar	iii
Daftar Isi	iv
Pengantar Modul	1
Petunjuk Penggunaan Modul	2
Tujuan yang Diharapkan Setelah Mempelajari Modul	2
Peta Konsep	3
UNIT 1 REAKSI REDUKSI DAN OKSIDASI DI RUMAH	4
A. Perkembangan Konsep Reaksi Reduksi dan Oksidasi	4
Penugasan	7
B. Penyetaraan Persamaan Reaksi Oksidasi dan Reduksi	8
C. Potensial Standar Reduksi	12
Latihan	15
UNIT 2 PONSELKU LOWBAT	19
A. Sel Volta	20
B. Sel Volta dalam kehidupan Sehari-hari	25
Latihan	29
Rangkuman	30
Uji Kompetensi	31
Kunci Jawaban dan Penilaian	34
Kriteria Pindah Modul	38
Saran Referensi	39
Daftar Pustaka	39
Profil Penulis	40



ADA REDOKS DI RUMAHKU



Pengantar Modul

Pada umumnya kita memasak makanan menggunakan kompor gas. Pernahkah Anda berpikir, bagaimana gas elpiji (LPG) dalam tabung dapat berubah menjadi nyala api biru? Komponen utama LPG adalah gas propana (C_3H_8) dan butana (C_4H_{10}). Ketika kompor dihidupkan maka gas dalam tabung mengalir dan bereaksi atau “bergabung” dengan gas oksigen (O_2) dari udara menghasilkan energi panas berupa nyala api biru yang digunakan untuk memasak makanan. Disamping itu juga dihasilkan gas karbon dioksida (CO_2) dan uap air (H_2O). Pembakaran gas elpiji dengan oksigen pada kompor terjadi reaksi oksidasi, yaitu reaksi suatu zat dengan oksigen. Dalam tubuh kita juga terjadi reaksi oksidasi, dimana makanan yang kita makan bereaksi dengan oksigen menghasilkan energi bagi tubuh untuk bergerak. Persamaan reaksi: $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O + \text{energi}$.

Sebaliknya, proses fotosintesis pada tumbuhan terjadi reaksi pelepasan oksigen (O_2) maka disebut reaksi reduksi. Reaksi terjadi dengan bantuan energi dari sinar matahari. Persamaan reaksi sebagai berikut:



Pada Unit 1 Anda akan belajar tentang Perkembangan Konsep Reaksi Reduksi dan Oksidasi, Penyetaraan Persamaan Reaksi Oksidasi dan Reduksi, dan Potensial Standar Reduksi.

Era sekarang, hampir setiap orang memiliki Handphone (HP). Tentu HP Anda pernah lowbat atau habis baterainya sehingga tidak bisa terima telepon, SMS, atau aktivitas dalam jejaring internet. Saat HP lowbat, apa yang Anda lakukan? Pasti, Anda akan mencari sumber listrik untuk men-*charger* HP bukan?. Bagaimana proses yang terjadi ketika baterai HP dialiri listrik? Anda akan mendapatkan jawabannya pada Unit 2 ini pada materi sel Volta dan potensial sel.

Petunjuk Penggunaan Modul

1. Bacalah tujuan yang diharapkan setelah mempelajari modul ini agar Anda fokus dalam mempelajari materi modul.
2. Bacalah pengantar modul dengan cermat agar Anda memahami isi modul ini secara keseluruhan
3. Pelajarilah materi kimia di modul ini secara berurutan dan bersungguh-sungguh serta tanyakan kepada tutor apabila ada materi yang belum dipahami.
4. Kerjakan setiap penugasan dan latihan soal pada modul ini. Jika Anda mengalami kesulitan diskusikan dengan teman atau tanyakan kepada tutor. Selanjutnya cocokkan jawaban Anda dengan rubrik atau kunci jawaban di bagian belakang modul ini. Untuk mengetahui ketuntasan belajar Anda, dihitung dengan menggunakan rumus sebagai berikut.

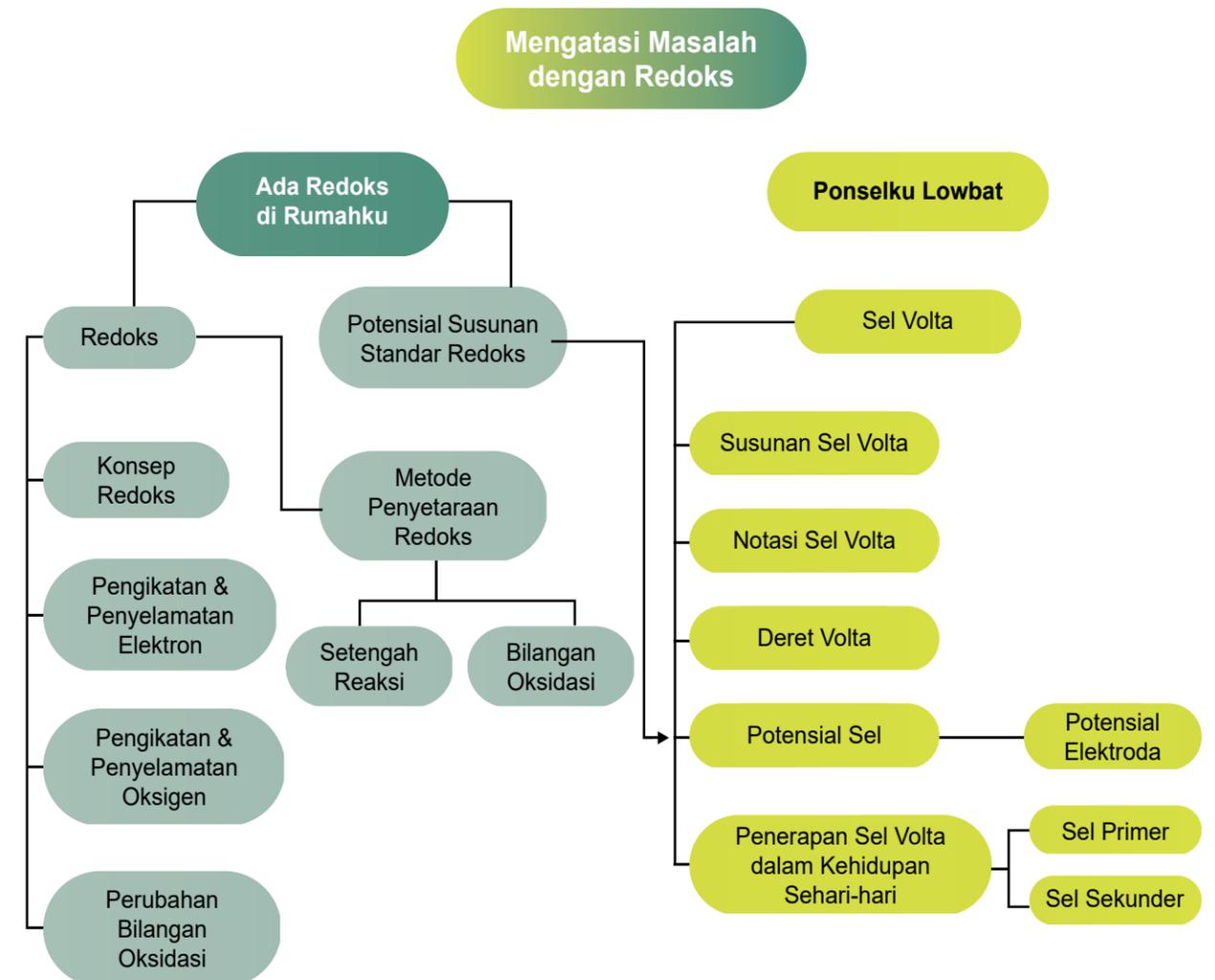
$$\frac{\text{Jumlah soal yang dijawab benar}}{\text{Total jumlah soal}} \times 100\%$$

5. Batas ketuntasan minimal adalah 75%. Jika nilai yang Anda peroleh minimal 75% berarti Anda dianggap sudah tuntas dan menguasai materi modul ini maka Anda diperkenankan untuk lanjut mempelajari materi berikutnya. Sebaliknya, jika perolehan nilai Anda belum mencapai 75% maka Anda perlu mempelajari lagi materi modul dan ulangi mengerjakan tugas-tugas dan latihan hingga Anda paham.

Tujuan yang Diharapkan Setelah Mempelajari Modul

Setelah mempelajari Modul 12 Ada Redoks di Rumahku, Anda diharapkan mampu:

1. Menunjukkan rasa syukur terhadap kebesaran Tuhan YME atas adanya keteraturan dalam reaksi redoks sehingga terciptanya berbagai produk untuk kehidupan sehari-hari
2. Memiliki perilaku ilmiah seperti rasa ingin tahu yang ditunjukkan dengan sering bertanya, bersikap kritis dalam menanggapi masalah mengenai Redoks dalam kehidupan sehari-hari.
3. Memahami perkembangan konsep redoks dan penyetaraan persamaan reaksi Redoks dengan metode setengah reaksi dan perubahan bilangan oksidasi.
4. Menentukan urutan kekuatan pengoksidasian atau pereduksi dan dipresentasikan.
5. Menjelaskan sel volta, reaksi yang terjadi, menghitung potensial sel dalam sel volta dan kespontanan reaksi.
6. Menjelaskan sel elektrolisis dan penggunaannya dalam kehidupan sehari-hari.



Reaksi reduksi dan oksidasi (redoks) sangat dekat dengan kehidupan kita. Redoks terjadi di rumah dan dalam tubuh kita. Mari, segarkan kembali ingatan Anda tentang "Konsep Redoks," yang dipelajari di Kelas X. Selanjutnya, pada Unit 1 ini akan dibahas masalah reaksi reduksi dan oksidasi, penyetaraan reaksi reduksi dan oksidasi, dan potensial standar reduksi.

A. Perkembangan Konsep Reaksi Reduksi dan Oksidasi

Reaksi reduksi dan oksidasi merupakan dua hal yang tidak terpisahkan. Mengapa? Karena reaksi reduksi dan reaksi oksidasi terjadi secara bersamaan saat suatu reaksi sedang berlangsung. Anda akan mengkaji tiga konsep dasar redoks, yaitu: (1) pengikatan dan pelepasan oksigen; (2) pengikatan dan pelepasan elektron; dan (3) perubahan bilangan oksidasi.



sumber: www.cooktasteat.com/
artstation.com

Gambar 1. Tabung gas



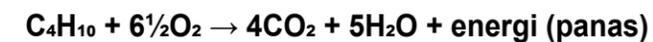
1. Pengikatan dan pelepasan oksigen

Anda tentu sudah biasa melihat tabung gas elpiji di dapur. Dalam tabung elpiji terkandung campuran gas propana (C_3H_8) dan butana (C_4H_{10}). Jika gas dalam tabung dialirkan melalui slang ke kompor gas maka terjadi nyala api warna biru pada kompor karena gas propana dan butana mudah terbakar atau bereaksi dengan gas oksigen (O_2).

Peristiwa terbakar atau bereaksinya gas propana dan butana dengan gas oksigen disebut reaksi oksidasi. Jika terbakar sempurna, reaksi pembakaran propana dan butana dengan oksigen adalah sebagai berikut.



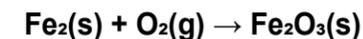
propana + oksigen \rightarrow karbon dioksida + uap air + energi



butana + oksigen \rightarrow karbon dioksida + uap air + panas

Energi yang dihasilkan berupa panas digunakan untuk memasak makanan.

Reaksi pengikatan oksigen juga terjadi pada proses perkaratan besi. Logam besi yang berikatan dengan gas oksigen akan membentuk karat besi (Fe_2O_3). Persamaan kimia reaksi perkaratan besi adalah:



Sebaliknya, perhatikan Gambar 3 proses fotosintesis pada daun tumbuhan. Pada proses fotosintesis dengan bantuan sinar matahari terjadi reaksi pelepasan oksigen (O_2). Reaksinya sebagai berikut:

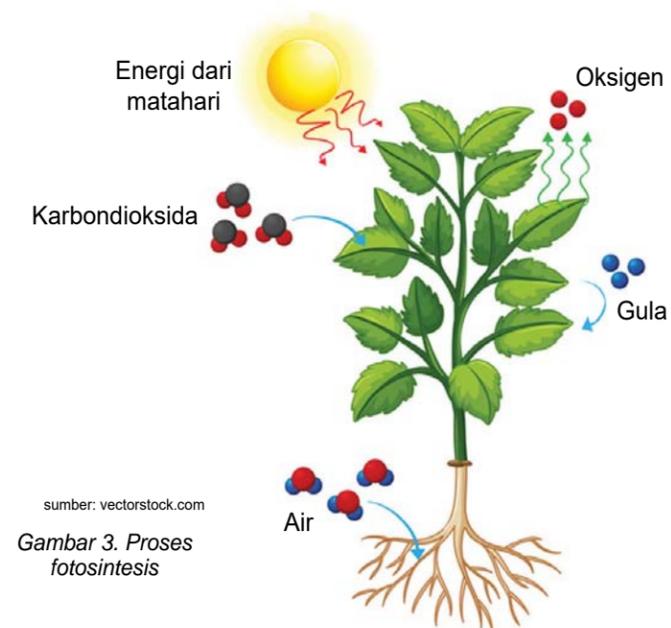


sumber: kpssteel.com

Gambar 2. Perkaratan besi



Karena reaksinya melepas atau menghasilkan oksigen maka disebut reaksi reduksi.



sumber: vectorstock.com

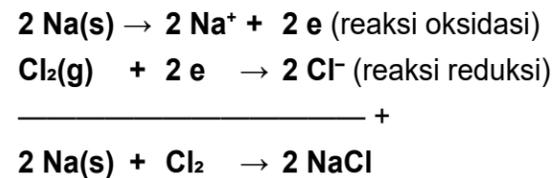
Gambar 3. Proses fotosintesis

Reaksi reduksi adalah peristiwa pelepasan atau menghasilkan oksigen dari suatu zat. Reaksi oksidasi adalah peristiwa beraksinya suatu zat dengan oksigen.

2. Pengikatan dan pelepasan elektron

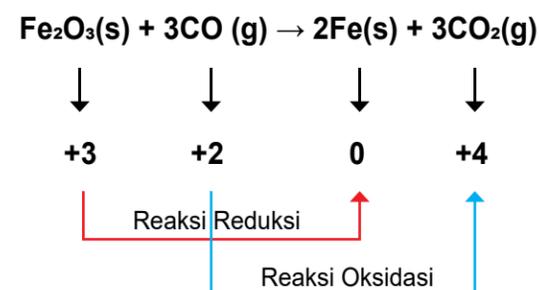
Ketika memasak agar makanan menjadi terasa sedap maka diberi garam dapur. Garam dapur adalah sejenis mineral yang membuat rasa asin. Biasanya garam dapur yang tersedia secara umum dihasilkan dari air laut. Nama kimia Garam dapur adalah natrium klorida dan rumus kimia NaCl.

Pernahkan Anda berpikir bagaimana proses pembentukan garam dapur? Pembentukan garam dapur melibatkan pengikatan dan pelepasan elektron sehingga terjadi reaksi redoks. Adapun reaksinya, sebagai berikut:



3. Perubahan bilangan oksidasi

Bilangan oksidasi didefinisikan sebagai muatan imajiner suatu atom dalam senyawa, bila distribusi elektron di sekitar atom tersebut diperhitungkan berdasarkan nilai keelektronegatifan. Sifat keelektronegatifan ini dapat dilihat kembali pada Sistem Periodik Unsur Kelas X. Contoh perubahan bilangan oksidasi dapat dipahami dari pengolahan biji besi melalui reaksi berikut.



Gambar 4. Garam dapur

Reaksi reduksi adalah reaksi yang terkait dengan penerimaan elektron oleh suatu atom. Gas Klorin (Cl) yang menerima elektron atau mengalami reaksi reduksi sehingga menyebabkan zat lain teroksidasi, disebut oksidator.

Reaksi oksidasi adalah reaksi yang terkait dengan pelepasan elektron oleh suatu atom. Logam Natrium (Na) yang melepaskan elektron atau mengalami reaksi oksidasi sehingga menyebabkan zat lain tereduksi disebut reduktor.

Proses yang terjadi pada pengolahan biji besi sebagai berikut.

- Fe mengalami penurunan bilangan oksidasi dari +3 pada Fe_2O_3 menjadi 0 pada 2 Fe maka terjadi reaksi reduksi.
- C mengalami kenaikan bilangan oksidasi dari +2 pada 3CO menjadi +4 pada 3CO_2 maka terjadi reaksi oksidasi.
- Oksidator adalah $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$ karena mengalami reduksi atau penurunan bilangan oksidasi (biloks).
- Reduktor adalah 3CO(g) karena mengalami oksidasi atau kenaikan bilangan oksidasi (biloks).

Reaksi reduksi adalah peristiwa yang mengalami penurunan atau pengurangan bilangan oksidasi. Reaksi oksidasi adalah peristiwa yang mengalami kenaikan atau penambahan bilangan oksidasi.

PENUGASAN

Dalam kehidupan sehari-hari kita menyaksikan makanan segar berubah jadi busuk atau basi dalam waktu tertentu; beras berubah jadi nasi setelah dimasak; nyala kembang api yang indah pada malam tahun baru berasal ledakan kecil senyawa logam (garam logam); pagar, paku, dan rantai yang terbuat dari besi akan berkarat setelah lama dipakai; bunyi petasan meledak; kayu dibakar menjadi arang dan asap; nyala api biru pada kompor gas terjadi karena ada pembakaran gas dari dalam tabung yang berubah jadi energi panas yang digunakan untuk memasak; motor dan mobil dapat bergerak karena ada pembakaran bensin dari dalam tangki yang berubah jadi energi gerak. Semua peristiwa tersebut terjadi karena ada reaksi kimia. Untuk menambah pemahaman Anda tentang reaksi redoks, kerjakan tugas berikut!

1. Tujuan

Setelah menyelesaikan tugas ini, Anda diharapkan mampu mengidentifikasi reaksi redoks (minimal 5) yang terjadi dalam kehidupan.

2. Media

Modul dan referensi lain berupa buku dan internet yang relevan.

3. Langkah-langkah

- Menelusuri informasi tentang reaksi redoks dalam kehidupan sehari-hari melalui modul dan referensi lain berupa buku dan internet, misalnya situs <https://materikimia.com/10-contoh-peristiwa-yang-melibatkan-reaksi-reduksi-dan-oksidasi-dalam-kehidupan-sehari-hari/>.

- Isi lembar kerja di bawah ini!
- Komunikasikan hasil tugas Anda pada lembar kerja secara lisan!
- Bandingkan hasil kerja Anda dengan teman, apakah ada persamaan dan perbedaan?

Lembar Kerja 1: Identifikasi Reaksi Redoks dalam Kehidupan

Amati peristiwa redoks di lingkungan Anda. Tuliskan nama peristiwa yang terjadi dan deskripsinya serta persamaan reaksinya.

No	Peristiwa Redoks	Deskripsi	Persamaan Reaksi
1	Pembakaran elpiji	Kandungan utama gas elpiji adalah gas propana dan butana yang mudah terbakar atau bereaksi dengan oksigen menghasilkan nyala api/ energi/ panas	$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O + \text{panas}$ $C_4H_{10}(g) + 6\frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow 4CO_2 + 5H_2O + \text{energi}$
2	Perkaratan besi	Korosi ialah reaksi antara logam dengan oksigen dan air menghasilkan karat	$2Fe(s) + O_2(g) \rightarrow Fe_2O_3(s)$ karat besi
3
4
5

B. Penyetaraan Persamaan Reaksi Oksidasi dan Reduksi

Perlu Anda ketahui bahwa reaksi redoks biasanya sangat kompleks sehingga metode penyetaraan persamaan reaksi kimia biasa tidak dapat diterapkan dengan baik. Penyetaraan reaksi pada dasarnya adalah menyeimbangkan atau menyamakan jumlah atom dan muatannya sebelum dan sesudah reaksi.

Reaksi redoks yang sederhana kita dapat menebak koefisien masing-masing secara langsung. Reaksi redoks yang rumit dapat disetarakan dengan (a) metode setengah reaksi dan (b) metode bilangan oksidasi. Silahkan Anda bandingkan antara dua metode tersebut.

1. Metode Setengah Reaksi

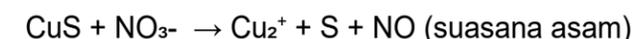
Metode setengah reaksi adalah metode persamaan redoks yang belum setara diubah menjadi persamaan ion dan kemudian dipecah menjadi dua reaksi paruh, yaitu reaksi oksidasi dan reaksi reduksi. Setiap reaksi paruh ini disetarakan secara terpisah kemudian digabungkan kembali untuk menghasilkan ion yang telah disetarakan. Akhirnya, ion-ion pengamat kembali dimasukkan ke persamaan ion yang telah disetarakan, mengubah reaksi menjadi bentuk molekulnya.

Prinsip penyetaraan reaksi redoks dengan setengah reaksi adalah menyetarakan jumlah elektron pada kedua reaksi, reduksi dan oksidasi. Khusus dilakukan untuk reaksi-reaksi dengan kondisi reaksi yang diketahui (suasana asam atau suasana basa). Berikut, cara penyetaraan redoks setengah reaksi:

- Tahap 1 : Tuliskan setengah reaksi untuk kedua zat yang akan direaksikan.
- Tahap 2 : Setarakan unsur yang mengalami perubahan biloks.
- Tahap 3 : Tambahkan satu molekul H₂O pada:
 - Suasana asam: pada yang kekurangan atom O
 - Suasana basa: pada yang kelebihan atom O
- Tahap 4 : Setarakan atom hidrogen dengan cara:
 - Suasana asam: dengan menambahkan ion H⁺
 - Suasana basa: dengan menambahkan ion OH⁻
- Tahap 5 : Setarakan muatan dengan menambahkan elektron
- Tahap 6 : Samakan jumlah elektron yang diterima dengan yang dilepaskan, kemudian jumlahkan

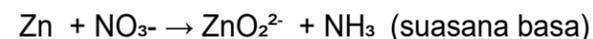
Contoh soal menyetarakan redoks setengah reaksi dalam suasana asam.

1) Suasana asam



Tahap 1	Tuliskan setengah reaksi untuk kedua zat yang akan direaksikan	Reaksi I : $S^{2-} \rightarrow S$ Reaksi II : $NO_3^- \rightarrow NO$
Tahap 2	Setarakan unsur yang mengalami perubahan Biloks	$S^{2-} \rightarrow S$ Sama $NO_3^- \rightarrow NO$
Tahap 3	Tambahkan satu molekul H ₂ O	Tidak ada O 3 1 + 2H ₂ O
Tahap 4	Setarakan atom hidrogen	Tidak ada H 0 + 4H ⁺ 4
Tahap 5	Setarakan muatan dengan menambahkan Elektron	-2 0 + 2e ⁻ -1+4 = 3 + 3e ⁻ 0
Tahap 6	Samakan jumlah elektron yang diterima dengan yang dilepaskan, kemudian jumlahkan.	Reaksi I : $S^{2-} \rightarrow S + 2e^-$ (x3) Reaksi II : $NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O$ (x2) ----- Hasil Akhir : $3S^{2-} + 2NO_3^- + 8H^+ \rightarrow 3S + 2NO + 4H_2O$

2) Suasana basa



Tahap 1	Tuliskan setengah reaksi untuk kedua zat yang akan direaksikan	Reaksi I : $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-}$ Reaksi II : $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3$	
Tahap 2	Setarakan unsur yang mengalami perubahan biloks	Reaksi I : $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-}$ Sama	Reaksi II : $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3$ Sama
Tahap 3	Tambahkan satu molekul H ₂ O	$0 + 2\text{H}_2\text{O}$ 2	3 $0 + 3\text{H}_2\text{O}$
Tahap 4	Setarakan atom hidrogen	$4+4\text{OH}^-$ $0+4\text{H}^+ + 4\text{OH}^-$	$0+9\text{H}^++9\text{OH}^-$ $9+9\text{OH}^-$
Tahap 5	Setarakan muatan dengan menambahkan elektron	-4 $-2 + 2e^-$	$-1+ 8e^- -9$
Tahap 6	Samakan jumlah elektron yang diterima dengan yang dilepaskan, kemudian jumlahkan	Reaksi I : $\text{Zn} + 4\text{OH}^- \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^-$ (4x) Reaksi II : $\text{NO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 8e^- \rightarrow \text{NH}_3 + 9\text{OH}^-$ (x1) <hr/> Hasil Akhir : $4\text{Zn} + 7\text{OH}^- + \text{NO}_3^- \rightarrow 4\text{ZnO}_2^{2-} + \text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	

2. Cara Perubahan Bilangan Oksidasi

Prinsip penyetaraan reaksi redoks dengan perubahan bilangan oksidasi (biloks) adalah dengan cara melihat perubahan dan menyamakan bilangan oksidasi. Suasana reaksi pada acara ini tidak begitu mempengaruhi, meskipun suasana reaksi belum diketahui. Langkah-langkah penyetaraan berdasarkan perubahan bilangan oksidasi sebagai berikut:

Tahap 1 : Setarakan unsur yang mengalami perubahan biloks.

Tahap 2 : Tentukan biloks masing-masing unsur yang mengalami perubahan biloks.

Tahap 3 : Tentukan perubahan biloks.

Tahap 4 : Samakan kedua perubahan biloks.

Tahap 5 : Tentukan jumlah muatan di ruas kiri dan di ruas kanan.

Tahap 6 : Setarakan muatan, dengan cara:

- Jika muatan di sebelah kiri lebih negatif, maka ditambahkan ion H⁺. Ini berarti reaksi dengan suasana asam.
- Jika muatan di sebelah kiri lebih positif, maka ditambahkan ion OH⁻. Ini berarti reaksi dengan suasana basa.

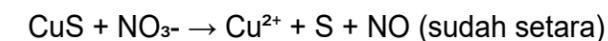
Tahap 7 : Setarakan hidrogen dengan menambahkan H₂O.

Setelah mengetahui cara penyetaraan redoks dengan perubahan bilangan oksidasi, maka cermati dan pahami contoh soal berikut ini.

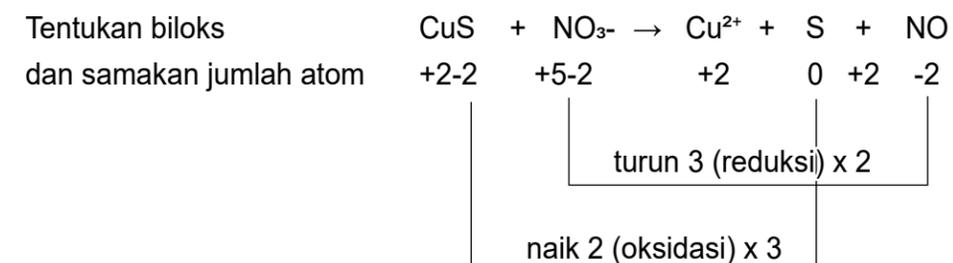
a. Contoh soal suasana asam



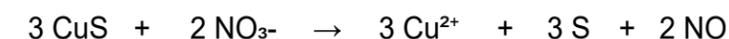
Tahap 1: Setarakan unsur yang mengalami perubahan biloks.



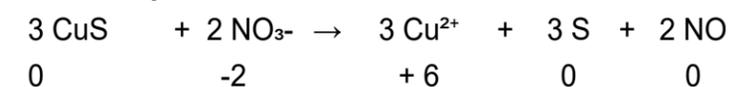
Tahap 2 dan tahap 3 :



Tahap 4 : Samakan kedua perubahan biloks.

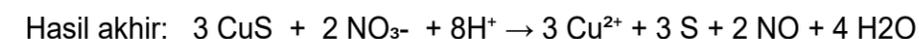


Tahap 5 : Tentukan jumlah muatan di ruas kiri dan di ruas kanan.



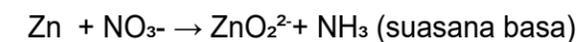
Tahap 6, 7: Setarakan $2 + 8 \text{H}^+ + 6$ Menambah H⁺

Samakan Hidrogen (Menambah H₂O) $8 \quad 0 + 4 \text{H}_2\text{O}$

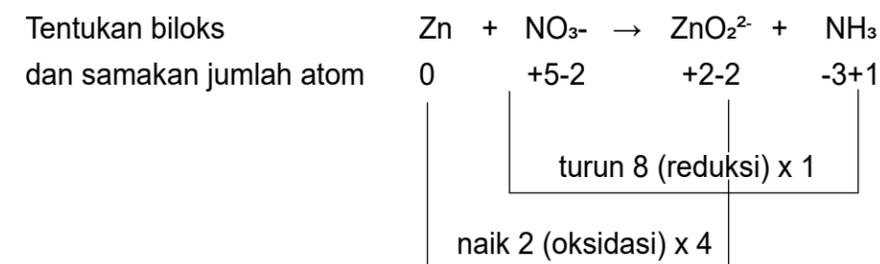


b. Contoh Soal Suasana Basa

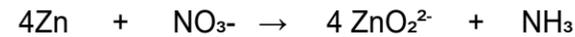
Tahap 1: Setarakan unsur yang mengalami perubahan biloks.



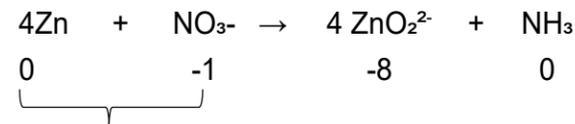
Tahap 2 dan tahap 3:



Tahap 4 : Samakan kedua perubahan biloks.



Tahap 5 : Tentukan jumlah muatan di ruas kiri dan di ruas kanan.



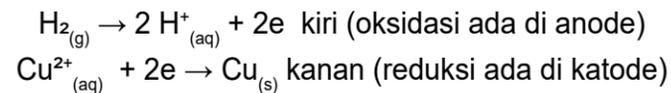
Tahap 6 : Samakan -1 + 7 OH⁻ muatan dengan menambah OH⁻

Tahap 7 : Samakan H 7 3 + 2 H₂O menambahkan H₂O

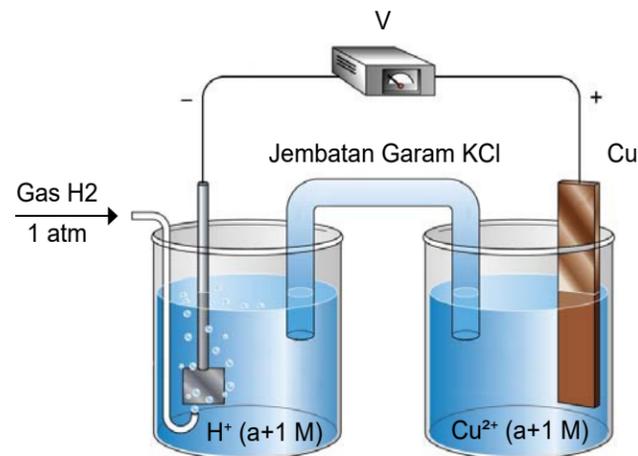


C. Potensial Standar Reduksi (Eo)

Sebelum belajar "Potensial Standar Reduksi," ada baiknya mengulas kembali tentang elektroda kemudian potensial elektroda standar sampai dikatakan sebagai potensial standar reduksi. Elektroda terdiri atas dua yaitu anode dan katode. Anode merupakan setengah reaksi oksidasi. Katode merupakan setengah reaksi reduksi. Peristiwa pereduksi) dan meninggalkan sel melalui anode. Demikian halnya peristiwa yang terjadi di katode adalah elektron diambil oleh senyawa tereduksi (zat pengoksidasi) dan masuk sel melalui katode. Sebagai contoh:



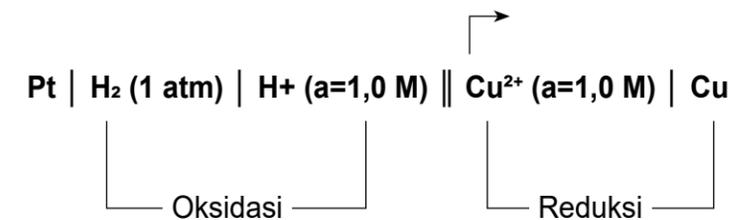
Terbentuk muatan relatif pada kedua elektroda dimana anode bermuatan negatif dan katode bermuatan positif. Setiap setengah reaksi ketika melepas dan menerima electron maka dapat diukur beda potensial dalam wadah elektroda. Bagaimana caranya? Perhatikan Gambar 5.



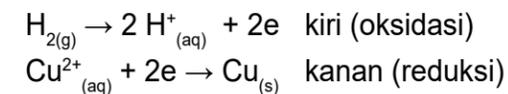
Gambar 5. Cara pengukuran potensial standar

Gambar 5 untuk mengukur potensial setengah sel dari elektroda tembaga dalam larutan tembaga (II) dan dibandingkan dengan elektroda hidrogen. Perlu diingat, elektroda hidrogen pada keadaan standar dilambangkan = E°, ditetapkan pada konsentrasi H⁺= 1 M dengan tekanan gas H₂ 1 atm pada suhu 25°C. Nilai potensial elektroda standar yang ditetapkan adalah volt atau EoH⁺ → H₂ = 0,00 Volt. Nilai potensial reduksi ion tembaga(II) menjadi tembaga diukur dengan membandingkan Elektroda Hidrogen Standar (EHS) (Gambar 5).

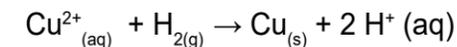
Elektroda hidrogen standar ditempatkan di sebelah kiri dan elektroda tembaga di sebelah kanan sel elektrokimia. Penulisan notasi sel sistem sel elektrokimia, sebagai berikut:



Persamaan setengah selnya adalah:



Kombinasi dua persamaan tersebut menjadi reaksi total sebagai berikut:



Besarnya electromotive force (Emf) sel dituliskan sebagai:

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

Kondisi standar besarnya **E sell: E° (sel) = E° (Cu²⁺/Cu) - E° (ehs)**

Berdasarkan ketentuan bahwa nilai potensial elektroda standar untuk elektroda standar hidrogen adalah nol, maka pada sistem pengukuran di atas emf yang terukur merupakan nilai potensial reduksi standar elektroda tembaga untuk proses reaksi reduksi tembaga (II) menjadi tembaga. Secara matematis: E° (ehs) = 0 volt, maka E° (sel) = E° (Cu²⁺/Cu). Pengukuran pada keadaan standar diperoleh nilai potensial standar reaksi 0,34 Volt.

Menurut kesepakatan potensial elektroda standar selalu ditulis dalam setengah reaksi reduksi. Hasil perhitungan nilai potensial setengah reaksi dari tembaga dapat disimpulkan bahwa potensial elektroda standar menunjukkan urutan kecenderungan untuk mengalami reduksi, sehingga dikenal sebagai potensial reduksi standar. Potensial reduksi standar adalah potensial reduksi yang diukur pada keadaan standar (E°). Contoh, elektrode Zn|Zn²⁺ diganti dengan Ag/

Ag⁺, ternyata elektron mengalir dari elektrode Cu ke elektrode Ag menghasilkan potensial standar (E°_{sel}) = 0,45 volt. Jadi, tembaga lebih mudah teroksidasi dari pada perak. Berdasarkan data diatas, urutan kecenderungan teroksidasi dari logam-logam Zn, Cu, dan Ag adalah Zn > Cu > Ag.

Menurut konvensi semua setengah reaksi ditulis sebagai reaksi reduksi artinya semua reaktan pengoksidasi dan semua produk pereduksi. Nilai E° yang diberikan adalah setengah reaksi tertulis, semakin positif nilainya semakin besar kecenderungan reaksi tersebut terjadi. Nilai E° memiliki nilai yang sama tetapi berbeda tanda jika reaksinya kita balik. Nilai potensial standar reduksi dapat dilihat pada Tabel 1.

Tabel 1. Nilai Potensial Standar Reduksi (E° volt)

Elektode	Reaksi Elektode	E° (volt)
Pt F ₂ F ⁻	F ₂ + 2e ⇌ 2 F ⁻	+2,870
Pt H ₂ O ₂ H ⁺	H ₂ O ₂ + 2 H ⁺ + 2e ⇌ 2 H ₂ O	+1,770
Pt MnO ₄ ⁻ , Mn ²⁺	MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺ + 5e ⇌ Mn ²⁺ + 4 H ₂ O	+1,510
Pt Cl ₂ Cl ⁻	Cl ₂ + 2e ⇌ 2 Cl ⁻	+1,360
Pt TI ³⁺ , TI ⁺	TI ³⁺ + 2e ⇌ TI ⁺	+1,250
Pt Br ₂ Br ⁻	Br ₂ + 2e ⇌ 2 Br ⁻	+1,065
Ag ⁺ Ag	Ag ⁺ + e ⇌ Ag	+0,799
Pt Fe ³⁺ , Fe ²⁺	Fe ³⁺ + e ⇌ Fe ²⁺	+0,771
Pt O ₂ H ₂ O ₂	O ₂ + H ₂ + 2e ⇌ H ₂ O ₂	+0,682
Pt I ₂ I ⁻	I ₂ + 2e ⇌ 2 I ⁻	+0,536
Cu ²⁺ Cu	Cu ²⁺ + 2e ⇌ Cu	+0,337
Pt Hg ₂ Cg ₂ Hg Cl ⁻	Hg ₂ Cg ₂ + 2e Hg Cl ⁻ ⇌ 2Hg + 2 Cl ⁻	+0,268
AgCl Ag Cl ⁻	AgCl + e ⇌ Ag + Cl ⁻	+0,223
Pt Cu ²⁺ , Cu ⁺	Cu ²⁺ + e ⇌ Cu ⁺	+0,153
CuCl ₂ Cu Cl ⁻	CuCl ₂ + e ⇌ Cu + Cl ⁻	+0,137
AgBr Ag Br ⁻	AgBr + e ⇌ Ag + Br ⁻	+0,071
Pt H ⁺ H ₂	2 H ⁺ + 2e ⇌ H ₂	+0,000
Pb ²⁺ Pb	Pb ²⁺ + 2e ⇌ Pb	-0,126
AgI Ag I ⁻	AgI + e ⇌ Ag + I ⁻	-0,152
CuI Cu I ⁻	CuI + 2e ⇌ Cu + I ⁻	-0,185
PbSO ₄ Pb SO ₄ ²⁻	PbSO ₄ + 2e ⇌ Pb + SO ₄ ²⁻	-0,359
Pt TI ³⁺ , TI ²⁺	TI ³⁺ + e ⇌ TI ²⁺	-0,369
Cd ²⁺ Cd	Cd ²⁺ + 2e ⇌ Cd	-0,403
Fe ²⁺ Fe	Fe ²⁺ + 2e ⇌ Fe	-0,440
Cr ³⁺ Cr	Cr ³⁺ + 2e ⇌ Cr	-0,744
Zn ²⁺ Zn	Zn ²⁺ + 2e ⇌ Zn	-0,763

Mn ²⁺ Mn	Mn ²⁺ + 2e ⇌ Mn	-1,180
Al ³⁺ Al	Al ³⁺ + 2e ⇌ Al	-1,662
Mg ²⁺ Mg	Mg ²⁺ + 2e ⇌ Mg	-2,363
Na ⁺ Na	Na ⁺ + e ⇌ Na	-2,714
Ca ²⁺ Ca	Ca ²⁺ + 2e ⇌ Ca	-2,866
Ba ²⁺ Ba	Ba ²⁺ + 2e ⇌ Ba	-2,906
K ⁺ K	K ⁺ + e ⇌ K	-2,925
Li ⁺ Li	Li ⁺ + e ⇌ Li	-3,045

Kesimpulan dari potensial standar reduksi adalah jika potensial elektroda berharga positif, artinya elektroda tersebut lebih mudah mengalami reduksi daripada H⁺ dan jika potensial elektroda berharga negatif artinya elektroda tersebut lebih sulit untuk mengalami reduksi dibandingkan dengan H⁺.

LATIHAN

A. Pilihan Ganda

Pilihlah jawaban yang paling tepat dengan memberi tanda silang (x) pada huruf A, B, C, D atau E.

1. Bilangan oksidasi N dalam NaNO₃ adalah ...

- A. + 3
- B. - 3
- C. + 4
- D. - 5
- E. + 5

2. Pada reaksi Fe₂O₃ + 3CO → 2Fe + 3CO₂

Senyawa yang bertindak sebagai oksidator adalah ...

- A. Fe₂O₃
- B. CO₂
- C. CO
- D. Fe₂O₃ dan Fe
- E. CO dan CO₂

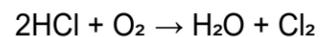
3. Suatu unsur menerima elektron dalam reaksi redoks maka ...

- A. Bilangan oksidasinya akan turun
- B. Bilangan oksidasinya akan naik
- C. Unsur tersebut mengalami reduksi
- D. Unsur tersebut mengalami oksidasi
- E. Terjadi penambahan ion positif

4. Reaksi reduksi adalah reaksi ... dari senyawa.

- A. Pelepasan elektron
- B. Penerimaan proton
- C. Pelepasan hidrogen
- D. Penggabungan oksigen
- E. Pelepasan oksigen

5. Perhatikan reaksi Redoks berikut ini.



Pasangan ma dan istilah yang tepat dari reaksi Redoks tersebut adalah ...

	Unsur/Senyawa	Istilah
A	O ₂	Oksidator
B	HCl	Reduktor
C	Cl ₂	Pengoksidasi
D	O ₂	Hasil Oksidasi
E	H ₂ O	Hasil Reduksi

6. Berikut adalah persamaan reaksi berikut:

- (1) $\text{Al}^{3+} + 3\text{e} \rightarrow \text{Al}$;
- (2) $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{e}$;
- (3) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} \rightarrow \text{Pb}$; dan
- (4) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{e}$.

Persamaan reaksi yang terjadi reaksi reduksi ditunjukkan pada nomor ...

- A. (1) dan (2)
- B. (1) dan (3)
- C. (2) dan (3)
- D. (2) dan (4)
- E. (3) dan (4)

7. Perubahan bilangan oksidasi (biloks) unsur Mn dari suatu reaksi dengan senyawa K₂MnO₄ menjadi senyawa MnO₂ di hasil reaksi, adalah ...

- A. Kenaikkan biloks sebanyak 8 dan mengalami oksidasi
- B. Penurunan biloks sebanyak 8 dan mengalami reduksi
- C. Kenaikkan biloks sebanyak 6 dan mengalami oksidasi
- D. Penurunan biloks sebanyak 6 dan mengalami reduksi
- E. Penurunan biloks sebanyak 2 dan mengalami oksidasi

8. Senyawa yang memiliki bilangan oksidasi nitrogen = +3, adalah ...

- A. Ammonium klorida (NH₄Cl)
- B. Kalium nitrat (KNO₃)
- C. Nitrogen trioksida (N₂O₃)
- D. Nitrogen monoksida (NO)
- E. Ammonia (NH₃)

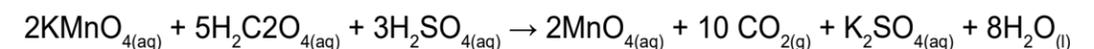
9. Perhatikan reaksi ini:



Koefisien a, b, c, d, dan e, secara berturut-turut agar reaksi setara adalah ...

- A. 1, 5, 3, 6, dan 3
- B. 3, 6, 1, 5, dan 3
- C. 3, 6, 5, 1, dan 3
- D. 6, 1, 3, 5, dan 3
- E. 6, 1, 5, 2, dan 3

10. Perhatikan reaksi redoks berikut ini.

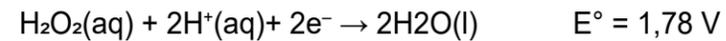


Setengah reaksi oksidasi dari reaksi tersebut adalah ...

- A. $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) + 5\text{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- B. $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 3\text{e} \rightarrow \text{MnO}_2 (\text{s}) + 4\text{OH}^- (\text{aq})$
- C. $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{aq}) \rightarrow 2\text{CO}_2 (\text{g}) + 2\text{H}^+ (\text{aq}) + 2\text{e}$
- D. $\text{CO}_3^{2-} (\text{aq}) + 2\text{H}^+ (\text{aq}) + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{aq})$
- E. $2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 2\text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$

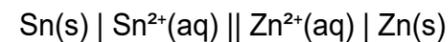
B. Uraian

1. Setarakan reaksi berikut dengan metode perubahan bilangan oksidasi dalam suasana basa dan tentukan koefisien a, b, c, d, e, dan f!
$$a \text{MnO}_4^- + b \text{SO}_3^{2-} + \text{CH}_2\text{O} \rightarrow d \text{MnO}_2 + e \text{SO}_4^{2-} + f \text{OH}^-$$
2. Suatu reaksi redoks dalam sel elektrokimia akan berlangsung secara spontan jika oksidatornya (zat tereduksi) memiliki potensial reduksi standar lebih besar atau GGL sel berharga positif. Perhatikan data potensial standar reduksi dari zat berikut ini.



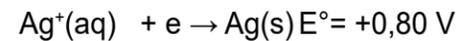
Dari atas ke bawah menunjukkan urutan bertambahnya kekuatan oksidator (zat tereduksi). Urutkan oksidator pada keadaan standar berdasarkan data potensial reduksi dari zat $\text{Cl}_2(\text{g})$, $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$, $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$

3. Tentukan arah reaksi dari potensial standar reduksi pada reaksi berikut:



Apakah reaksi akan terjadi spontan menurut arah yang ditunjukkan oleh persamaan reaksi tersebut?

4. Perhatikan dua elektroda berikut:



- a. Tentukan elektroda yang dipakai di Katode dan Anode!
- b. Tulis hasil penjumlahan dari setengah reaksi tersebut!
- c. Hitung E° sel dari reaksi tersebut!

UNIT 2 PONSELKU *LOWBAT*



sumber: www.harapanakyat.com/androidauthority.net

Gambar 6. Ponsel lowbat

Mengapa ponsel cepat *lowbat*? Meskipun baterai sudah ter-*charger* lama. Mengapa bisa demikian?. Ketika ponsel di *charger* maka dalam batreainya terjadi perpindahan elektron dari satu unsur ke unsur lain. Hal itu mengakibatkan perubahan energi kimia menjadi energi listrik atau sebaliknya sehingga berlaku reaksi redoks.

Baterai dalam ponsel merupakan sel elektrokimia. Di mana konsep dan penyetaraan redoks akan lebih diterapkan ketika terjadi transfer elektron dalam baterai ponsel.

Transfer elektron, yaitu dengan adanya elektron yang dilepaskan dan adanya elektron yang diterima. Energi yang dilepaskan dari reaksi redoks dapat diubah menjadi energi listrik dan ini digambarkan dalam sel volta atau sel galvanik. Sedangkan jika energi listrik dialirkan dalam larutan elektrolit, maka akan terjadi reaksi redoks dan ini digambarkan dalam sel elektrolisis.

Sel elektrokimia dibagi menjadi dua yaitu sel volta dan sel elektrolisis. Keduanya memiliki persamaan karena elektrode adalah katode, anode, dan larutan elektrolit. Reaksi yang terjadi pada sel elektrokimia adalah reaksi redoksi. Pada katode terjadi reduksi dan anode terjadi oksidasi.

Dalam ponselku *lowbat*, Anda akan belajar sel elektrokimia tentang:

1. Sel volta atau Galvani, adalah sel yang mengubah energi kimia menjadi energi listrik. Arus listrik untuk melangsungkan reaksi redoks adalah spontan.
2. Sel elektrolisis, adalah sel yang mengubah energi listrik menjadi energi kimia.

Arus listrik untuk melangsungkan reaksi redoks adalah tidak spontan.

Perbedaannya antara sel volta dan sel elektrolisis seperti pada Tabel 2.

Tabel 2 Perbedaan Sel Volta dan Elektrolisis

Sel Volta	Sel Elektrolisis
Menghasilkan listrik dari reaksi redoks	Menghasilkan reaksi redoks dari listrik
Mengubah energi kimia menjadi listrik	Mengubah energi listrik menjadi kimia
Rangkaian dalamnya disebut jembatan garam	Rangkaian dalamnya disebut membran
Anode = kutub (-) dan Katode = kutub (+)	Anode = kutub (+) dan Katode = kutub (-)
Berlangsung spontan	Berlangsung tidak spontan
Penggunaan: baterai dan aki	Penggunaan penyepuhan, pemurnian logam pada pertambangan, penyetruman aki

Pada Unit 2 modul ini, Anda diharapkan memahami tentang bagian dari sel volta dan penerapannya dalam kehidupan sehari-hari. Sementara untuk sel elektrolisis akan dibahas lebih lanjut pada Modul 13 Cukup besi berkarat, bukan hatimu.

Mari, pelajari lebih jauh tentang itu sel volta, bagaimana kaitannya dengan elektrode, potensial elektrode, dan sampai ke potensial sel standar serta penerapannya dalam kehidupan sehari-hari.

A. Sel Volta

Sel volta (sel galvani) adalah sel elektrokimia di mana energi kimia dari reaksi redoks spontan diubah menjadi energi listrik. Prinsip kerja sel volta dalam menghasilkan arus listrik adalah aliran transfer elektron dari reaksi oksidasi di anode ke reaksi reduksi di katode melalui rangkaian luar.

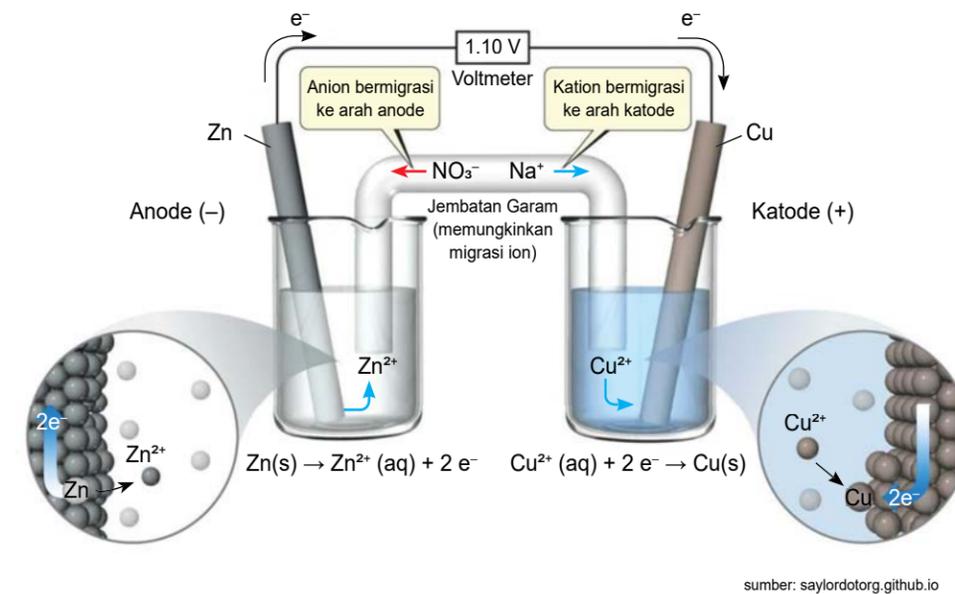
1. Susunan Sel Volta

Sel volta secara umum tersusun atas:

- a. Anode, yaitu elektrode tempat terjadinya reaksi oksidasi.
- b. Katode, yaitu elektrode tempat terjadinya reaksi reduksi.
- c. Elektrolit, yaitu zat yang dapat menghantarkan listrik.

- d. Rangkaian luar, yaitu kawat konduktor yang menghubungkan anode dengan katode.
- e. Jembatan garam, yaitu rangkaian dalam yang terdiri dari larutan garam. Jembatan garam memungkinkan adanya aliran ion-ion dari setengah sel anode ke setengah sel katode, dan sebaliknya sehingga terbentuk rangkaian listrik tertutup.

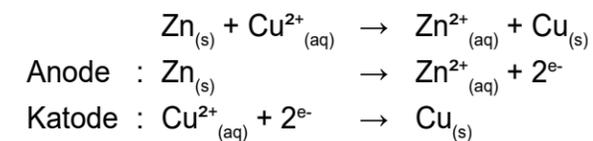
Supaya Anda lebih paham, maka perhatikan rangkain sel volta dengan jembatan garam pada gambar 7.



Gambar 7. Rangkaian sel volta dengan jembatan

Aliran listrik secara spontan dari sel volta (Gambar 7) dijelaskan berikut ini:

- a. Dua buah elektrode berbeda jenisnya, yaitu elektrode Zn dan elektrode Cu. Elektrode ini dihubungkan dengan kawat dan dilengkapi voltmeter, serta dihubungkan dengan jembatan garam.
- b. Logam Zn akan mengalami oksidasi menjadi Zn^{2+}
 $Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$
- c. Elektron yang dihasilkan oleh Zn mengalir melalui voltmeter menuju ke arah elektrode Cu. Selanjutnya elektron tersebut ditangkap oleh ion Cu^{2+} dalam larutan $Cu(NO_3)_2$.
 $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$
- d. Cu yang dihasilkan mengendap pada batang logam Cu, sehingga batang logam Cu makin tebal (massanya bertambah).
- e. Logam Zn mengalami oksidasi, maka elektrode ini disebut anode karena menghasilkan elektron sehingga menjadi kutub negatif. Ion Cu^{2+} mengalami reduksi menjadi Cu dan menempel pada katode sebagai kutub positif.



- f. Perpindahan elektron dari anode ke katode menyebabkan larutan di anode kelebihan muatan positif karena bertambahnya ion Zn^{2+} . Larutan di katode kelebihan muatan negatif karena berkurangnya ion Cu^{2+} .
- g. Pemasangan jembatan garam untuk menetralkan muatan listrik sehingga terjadi aliran elektron. Jembatan garam: terdiri dari tabung bentuk U yang mengandung larutan elektrolit seperti $NaNO_3(aq)$, dicampurkan dalam gel agar-agar. Berfungsi sebagai tempat migrasi ion-ion untuk mempertahankan kenetralan listrik.

2. Notasi Sel Volta

Penulisan susunan dalam sel volta dinyatakan dengan notasi sel volta yang disebut juga diagram sel. Notasi sel volta digambar 8 sebagai berikut:



Penulisan notasi sel volta mengikuti konvensi umum sebagai berikut:

- a. Komponen-komponen pada kompartemen anode (setengah sel oksidasi) ditulis pada bagian kiri, sedangkan komponen-komponen pada kompartemen katode (setengah sel reduksi) ditulis pada bagian kanan.
- b. Tanda dua garis vertikal (||) melambangkan jembatan garam yang memisahkan kedua setengah sel.
- c. Tanda satu garis vertikal (|) melambangkan batas fase antara komponen-komponen dengan fase berbeda. Sebagai contoh, $Ni(s) | Ni^{2+}(aq)$ mengindikasikan bahwa Ni padat berbeda fase dengan larutan Ni^{2+} .
- d. Tanda koma (,) digunakan untuk memisahkan komponen-komponen dalam fase yang sama. Sebagai contoh, suatu sel volta dengan anode Co dan katode inert Pt, di mana terjadi oksidasi Co menjadi Co^{2+} dan reduksi Fe^{3+} menjadi Fe^{2+} , dinotasikan sebagai berikut : $Co(s) | Co^{2+}(aq) || Fe^{3+}(aq), Fe^{2+}(aq) | Pt(s)$
- e. Jika diperlukan, konsentrasi dari komponen-komponen terlarut ditulis dalam tanda kurung. Sebagai contoh, jika konsentrasi dari larutan Zn^{2+} dan Cu^{2+} adalah 1 M keduanya, maka dituliskan seperti berikut : $Zn(s) | Zn^{2+}(aq, 1 M) || Cu^{2+}(aq, 1 M) | Cu(s)$

3. Potensial Elektrode

Potensial elektrode juga dibahas di unit 1 unit 2 lebih diperuntukkan pada sel volta (gambar 7). Besarnya energi listrik yang dihasilkan pada sel volta dapat dilihat pada angka yang ditunjukkan oleh jarum voltmeter. Timbulnya energi listrik disebabkan karena kedua elektrolit mempunyai harga "Potensial Elektroda" yang berbeda. Pada sel volta dengan elektroda Zn dan elektroda Cu maka ion Cu^{2+} menangkap elektron sehingga berubah menjadi logam.



Penangkapan electron oleh ion Cu^{2+} ini disertai dengan timbulnya sejumlah energi yang disebut potensial reduksi atau potensial elektroda (diberi lambang E). Besarnya harga E tidak

dapat diukur secara terpisah (hanya reaksi reduksi saja), melainkan harus selalu berpasangan dengan reaksi oksidasi. Jadi, potensial elektroda adalah potensial listrik yang ditimbulkan bila suatu ion logam menangkap elektron sehingga mengalami reduksi. Semakin besar harga E° suatu zat, makin mudah zat tersebut mengalami reaksi reduksi.

4. Deret Volta

Deret keaktifan logam merupakan unsur-unsur logam pada potensial standar reduksi (Tabel 3) disebut deret elektrokimia atau deret volta. Deret ini, memberikan informasi reaktivitas unsur logam dalam suatu reaksi redoks.

Tabel 3. Deret Volta

Logam	Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr
$E^{\circ}(V)$	-3,04	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,37	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74

Logam	Fe	Ni	Co	Sn	Pb	H	Cu	Hg	Ag	Au
$E^{\circ}(V)$	-0,44	-0,28	-0,28	-0,14	-0,13	0,00	+0,34	+0,79	+0,80	+1,52

Berdasarkan deret volta tersebut maka dapat diketahui:

- a. Reaktivitas unsur logam semakin berkurang dari kiri ke kanan.
- b. Sifat reduktor (daya reduksi) logam semakin berkurang dari kiri ke kanan.
- c. Kecenderungan logam untuk teroksidasi semakin berkurang dari kiri ke kanan.
- d. Sifat oksidator (daya oksidasi) logam semakin bertambah dari kiri ke kanan.
- e. Kecenderungan ion logam untuk tereduksi semakin bertambah dari kiri ke kanan.

Deret Volta mempunyai sifat, sebagai berikut:

- a. Makin ke kiri, logam makin mudah teroksidasi (nilai E° lebih negatif). Semakin ke kiri kedudukan suatu logam dalam deret tersebut, maka logam semakin reaktif (semakin mudah melepas elektron).
- b. Sebaliknya, semakin ke kanan kedudukan suatu logam dalam deret tersebut, maka logam semakin kurang reaktif (semakin sulit melepas elektron). Makin ke kanan, logam makin mudah tereduksi (nilai E° lebih positif).
- c. Lima buah unsur logam yang dikatakan sebagai unsur logam mulia (Inert metal), yaitu Cu, Hg, Ag, Pt dan Au. Logam seperti ini sulit sekali mengalami perkaratan sehingga dimanfaatkan sebagai perhiasan yang harganya mahal.
- d. Logam-logam yang terletak di sebelah kiri H memiliki potensial elektroda standar negatif. Sedangkan yang terletak di sebelah kanan H memiliki potensial elektroda standar positif.

e. Unsur-unsur yang ada di belakang dapat menggantikan posisi unsur di depannya (merebut pasangan ion dari unsur di depannya). Sementara unsur yang ada di depan tidak bisa mengganggu unsur di belakangnya atau dengan kata lain tidak mampu merebut pasangan ion dari unsur di belakangnya (tidak bereaksi).

5. Potensial Sel (E°)

Potensial sel dapat dikatakan dengan percobaan menggunakan potensiometer atau voltmeter dan secara teoritis potensial sel dapat dihitung berdasarkan perbedaan potensial reduksi (E°_{red}) kedua elektroda atau penjumlahan potensial oksidasi pada anode dengan potensial reduksi pada katode. Sebagai contoh pada sel Daniel.

Potensial sel standar (E°_{sel}) dari percobaan yang menggunakan voltmeter/potensiometer adalah beda potensial reduksi (E°_{red}) kedua elektroda (anode dan katode) pada sel volta dalam keadaan standar. Rumus Potensial sel standar (E°_{sel}) adalah: $E^{\circ} = E^{\circ} \text{ reduksi} - E^{\circ} \text{ oksidasi}$

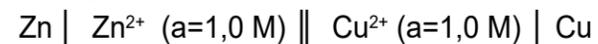
Sekarang, Anda akan menghitung potensial sel standar yang terjadi pada gambar 3. Agar tidak bingung lihat dua elektrode pada gambar 3, yaitu Zn dan Cu, kemudian lihat tabel 1 untuk menentukan potensial standar reduksi (E°_{red}) dari Zn dan Cu. Hasil dari tabel 1 diketahui:



Nilai E°_{red} yang lebih kecil akan dioksidasi dan yang lebih besar akan direduksi

Sekarang Anda diharap dapat menghitung nilai potensial sel dari Gambar 7.

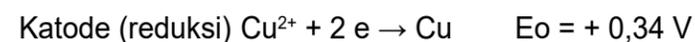
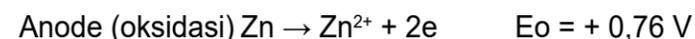
Soal 1: Hitunglah potensial sel dari:



Jawab:

(Ingat: Zn akan dioksidasi dan Cu akan direduksi)

Maka :



$$\begin{aligned} E^{\circ} (\text{sel}) &= E^{\circ} \text{ red} - E^{\circ} \text{ oksi} \\ &= E (\text{kanan}) - E (\text{kiri}) \\ &= E^{\circ}_{red} (\text{Cu}) - E^{\circ}_{oksi} (\text{Zn}) \\ &= 0,337 \text{ V} - (-0,7628 \text{ V}) \\ &= \mathbf{1,100 \text{ Volt}} \end{aligned}$$

Jadi, potensial sel dari $\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+} (a=1,0 \text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+} (a=1,0 \text{ M}) \mid \text{Cu}$ adalah 1,100 Volt, maka dapat diambil kesimpulan bahwa reaksi tersebut spontan karena nilai potensial sel E°_{sel} adalah **positif**.

Bagaimana jika reaksi tersebut dibalik, maka perhatikan soal 2.

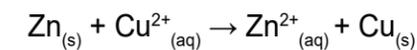
Soal 2: Hitunglah potensial sel dari:



Jawab:



Reaksi keseluruhan sesuai persamaan reaksi:



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

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

Jadi, potensial sel dari $\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+} (a=1,0 \text{ M}) \parallel \text{Zn}^{2+} (a=1,0 \text{ M}) \mid \text{Zn}$ adalah -1,100 Volt, maka dapat diambil kesimpulan bahwa tidak akan ada reaksi (reaksi tidak spontan) karena nilai potensial sel E_{sel} adalah **negatif**.

Hasil E°_{sel} adalah positif atau negatif maka sangat penting untuk mengetahui reaksi tersebut spontan/berjalan atau tidak spontan/tidak berjalan.

Hasil nilai potensial sel dari dua contoh soal tersebut maka dapat diambil kesimpulan bahwa:

- Tegangan yang dihasilkan sel.
- Jika nilai $E_{sel} > 0$, maka reaksi sel spontan (berlangsung).
- Jika nilai $E_{sel} \leq 0$, maka reaksi sel tidak spontan (tidak berlangsung).



B. Sel Volta dalam Kehidupan Sehari-hari

Anda sering menjumpai reaksi sel volta dalam keseharian. Sub unit ini, mengajak Anda memahami mengapa handphone (ponsel) *lowbat*. Apa yang menyebabkan *lowbat* baterainya? Seperti apa reaksi sel volta yang terjadi pada baterai ponsel yang *lowbat*, saat di *charger* ataupun digunakan.

Baterai pada ponsel biasanya menggunakan logam dan ion lithium. **Baterai lithium** adalah salah satu teknologi baterai yang cukup sukses selama 20 tahun belakangan ini. **Lithium** adalah jenis metal reaktif yang dapat menghasilkan panas berlebihan jika bereaksi dengan air atau uap air.

Oleh karena itu, dalam membuat baterai lithium pasti dilakukan dalam ruangan kering (*dry room*) dimana kelembapannya dijaga tidak kurang dari 5%.

Lithium merupakan logam yang memiliki potensial oksidasinya positif dan unggul sebagai anode dalam sel volta. Penggunaan lithium diperlukan media bebas air karena lithium sangat reaktif, dan bereaksi hebat dengan air membentuk lithium hidroksida dan gas hidrogen. Baterai lithium dalam reaksi sel volta dibagi menjadi dua, yaitu (1) sel primer dan (2) sel sekunder.

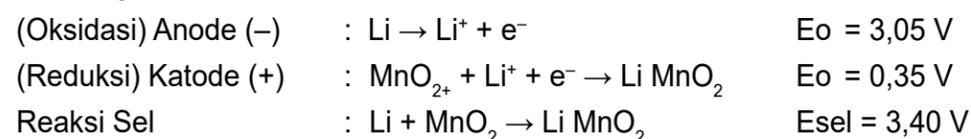
1) Sel Primer

Sel primer (*un-rechargeable*) Lithium Mangan Oksida adalah baterai lithium yang tidak dapat diisi ulang. Karena logam lithium merupakan logam reaktif yang dapat meledak, terutama pada suhu yang relatif tinggi. Baterai ini menggunakan logam lithium sebagai anode dan Mangan oksida (MnO_2) sebagai katode, dengan garam lithium (misalnya $LiClO_4$) sebagai elektrolit dalam pelarut bebas air.

a) Cara kerja baterai dengan logam lithium

- Anode Lithium menerima elektron dari katode, dan menghasilkan potensial reduksi sebesar -3,05 volt (karena negatif maka lithium dimanfaatkan sebagai anode).
- Direaksikan dengan Mangan Oksida yang berpotensi reduksi +0,35 volt dan ditempatkan sebagai reaksi katode.
- Terjadi proses mengalirnya arus dari kutub positif (anode) ke kutub negative (katode). Hal ini terjadi karena elektron akan mengalir dari katode menuju anode.
- Hasil reaksi terjadi secara spontan
- Proses ini yang terjadi pada sel volta karena reaksi kimia dapat menghasilkan energi listrik.

b) Reaksi pada kondisi standar



Jadi hasil potensial sel baterai lithium yang logam adalah 3,40 volt.

Karena hasilnya positif maka reaksi berlangsung secara spontan.

Ketika baterai lithium digunakan di ponsel maka akan terjadi penurunan potensial sel dari 3,40 Volt menjadi 2,8 volt. Penurunan ini terjadi karena elektron terus mengalir dan sel tidak pada kondisi standar. Kejadian penurunan potensial sel ketika baterai lithium digunakan sesuai dengan percobaan Walther Nerst pada tahun 1889. (Kondisi standar 25°C, tekanan 1 atm, dan konsentrasi 1M).

2) Sel Sekunder

Sel sekunder (*rechargeable*) baterai Lithium Kobalt dan Mangan adalah jenis baterai ion lithium yang dapat diisi ulang atau di-*charger*. Dimana ion lithium bergerak antara anode dan



sumber: ebay.com

Gambar 8. Baterai lithium

katode. anode dan katode bereaksi secara kimia pada sel sekunder.

Proses elektrolisis merupakan kegiatan pengisian sel dengan mengembalikan anode dan katode ke kondisi awal. Ion lithium sebagai anode, maka reaksi sel didalamnya bukanlah reaksi redoks. Melainkan hanya pergerakan ion lithium melalui elektrolit dari satu elektrode ke elektrode lainnya.

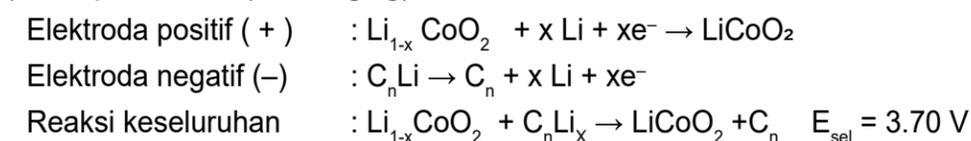
Jenis baterai ini umum digunakan perlatan elektronik portabel, karena tidak memiliki efek memori, dan daya hilang yang lambat sehingga tidak butuh perlakuan apapun jika tidak digunakan. Baterai tersebut dapat menyimpan cadangan energi yang relatif besar dalam waktu yang relatif lama dan terbagi atas dua tipe, yaitu mangan (Mn) dan kobalt (Co).

a) Cara kerja menggunakan sel volta.

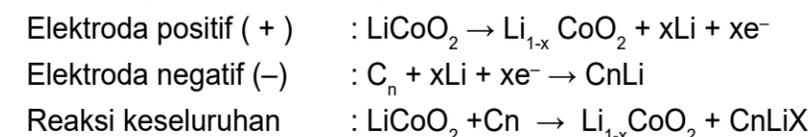
- Lithium akan mengantarkan elektron dari anode menuju alat yang membutuhkan elektron seperti kapasitor dan processor di ponsel atau laptop kemudian berakhir di katode.
- Selama proses interkalasi maka proton dari katode masuk menembus separator diantara anode dan katode. Proses ini berlangsung terus menerus sampai kapasitas penggunaan baterai habis dan terlihat garis atau persentase kapasitas baterai di layar ponsel atau laptop.
- Saat di-*charge* baterai bekerja sebagai elektrolisis.
- Bila baterai diisi ulang atau recharge maka elektron akan kembali dari katode ke anode melalui alat pengisi ulang (*charger*) dan dengan dibantu arus yang masuk dari charger, proton akan kembali menuju katode sehingga kondisi kembali menjadi seperti semula.

b) Reaksi sel sekunder baterai lithium di ponsel atau laptop ada 2, yaitu:

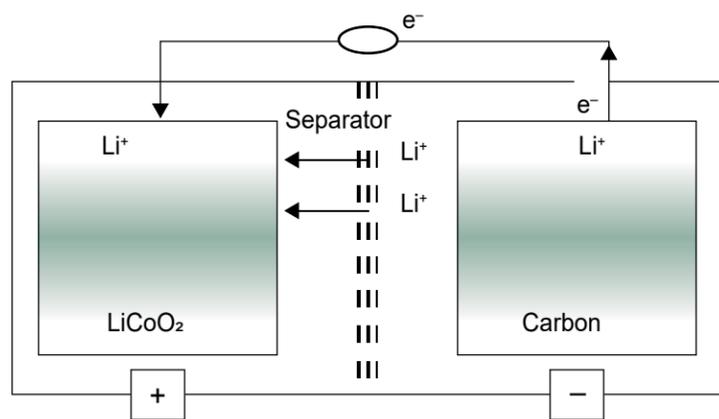
(1) Saat pemakaian (*discharging*):



(2) Saat pengisian ulang (*charging*):



Dimana x menyatakan jumlah ion lithium yang berpindah dari $LiCoO_2$ ke grafit. Seperti yang telah dipaparkan sebelumnya bahwa baterai Li-ion terbagi atas dua tipe, yaitu Mangan (Mn) dan Kobalt (Co). Tipe mangan maka sel terdiri dari anode $Li_{1-x} Mn_2 O_4$ dan katode grafit. Elektrolitnya adalah garam Li yang larut dalam pelarut organik.



Gambar 9. Baterai lithium

Reaksinya: $\text{Li}_{1-x}\text{Mn}_2\text{O}_4 + \text{CnLiX} \leftrightarrow \text{LiMn}_2\text{O}_4 + \text{Cn}$ voltase : 3,50 V

Tipe kobalt, sel terdiri dari anode $\text{Li}_{1-x}\text{CoO}_2$ dan katode grafit. Elektrolitnya adalah garam Li yang larut dalam pelarut organik.

Reaksinya: $\text{Li}_{1-x}\text{CoO}_2 + \text{CnLiX} \leftrightarrow \text{LiCoO}_2 + \text{Cn}$ voltase : 3,70 V

Lithium ion kobalt menghasilkan potensial yang relatif besar dibandingkan lithium ion mangan. Hal ini karena pada deret volta, kobalt bersifat lebih tereduksi dibanding mangan, sehingga menghasilkan beda potensial sel yang relatif besar terhadap lithium dibandingkan mangan (Guslanpita 23, 2014).

Agar mengerti lebih jauh tentang sel volta pada barang-barang di sekitar Anda, maka diharapkan baca "Penerapan sel volta dalam kehidupan sehari-hari," melalui website/ internet ataupun buku kimia lainnya.

LATIHAN

Diketahui potensial elektrode aluminium dan perak sebagai berikut.



1. Tulislah diagram sel volta yang disusun dari kedua elektrode tersebut!

.....

2. Tuliskan reaksi yang terjadi pada sel tersebut!

.....

3. Tentukan potensial standar sel tersebut.

.....

4. Prediksikan apakah reaksi $\text{Al}(\text{NO}_3)_3(\text{aq}) + 3\text{Ag}(\text{s}) \rightarrow \text{Al}(\text{s}) + 3\text{AgNO}_3(\text{aq})$ berlangsung spontan pada keadaan standar.

.....

RANGKUMAN

Reaksi reduksi dan oksidasi disingkat dengan Redoks. Reaksi oksidasi adalah (1) reaksi yang terkait dengan pelepasan elektron; (2) reaksi pengikatan oksigen; dan (3) reaksi kenaikan bilangan oksidasi dari suatu senyawa atau zat. Reaksi reduksi adalah (1) reaksi yang terkait dengan penerimaan electron; (2) reaksi pelepasan oksigen dari suatu senyawa; (3) reaksi kenaikan bilangan oksidasi dari suatu senyawa atau zat. Dalam penyetaraan reaksi Redoks menggunakan dua metode yaitu metode setengah reaksi dan metode perubahan bilangan oksidasi.

Potensial reduksi standar adalah potensial reduksi yang diukur pada keadaan standar. Nilai potensial elektrode standar yang ditetapkan adalah volt atau $E^\circ_{H^+ \rightarrow H_2} = 0,00$ Volt. Nilai-nilai potensial reduksi standar tabel 2 digunakan untuk menghitung nilai potensial sel.

Potensial sel merupakan bagian dari sel volta dan sel elektrolisis. Sel volta (sel galvanik) adalah sel elektrokimia di mana energi kimia dari reaksi redoks spontan diubah menjadi energi listrik.

Reaksi elektrolisis merupakan elektrokimia yang menggunakan energi listrik agar dapat terjadi reaksi kimia. Listrik digunakan untuk melangsungkan reaksi redoks tidak spontan.

Sel Volta/Sel Galvani		Sel Elektrolisis	
Energi kimia →	Energi listrik	Energi listrik →	Energi kimia
Katode	: kutub positif	Katode	: kutub negatif
Anode	: kutub negatif	Anode	: kutub positif
Reaksi pada →	katode : reduksi Anode : oksidasi	Reaksi pada →	katode : reduksi Anode : oksidasi
Contoh : Baterai Lithium, aki, dan lainnya		Contoh : Penyepuhan dan pengolahan logam	

UJI KOMPETENSI

A. Pilihan Ganda

Pilihlah jawaban yang paling tepat dengan memberi tanda silang (x) pada huruf A, B, C, D atau E.

1. Di antara reaksi-reaksi tersebut di bawah ini yang merupakan contoh reaksi redoks adalah ...

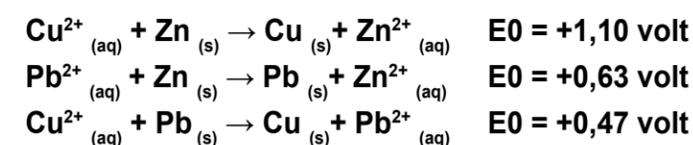
- A. $2KI_{(aq)} + Cl_{2(aq)} \rightarrow I_{2(s)} + 2KCl_{(aq)}$
 B. $AgNO_{3(aq)} + NaCl_{(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(aq)}$
 C. $NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NH_4^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
 D. $NaOH_{(aq)} + CH_3COOH_{(aq)} \rightarrow CH_3COONa_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
 E. $Al_2O_{3(s)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow 2NaAlO_{2(aq)} + H_2O_{(aq)}$

2. Perhatikan reaksi berikut.



Harga koefisien a, b, c, d dari reaksi tersebut agar setara adalah ...

- A. 2, 2, 5 dan 1
 B. 4, 1, 5 dan 2
 C. 5, 6, 3 dan 1
 D. 6, 1, 5 dan 3
 E. 6, 5, 1 dan 3
3. Perhatikan potensial reduksi standar untuk reaksi sel berikut:



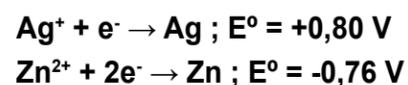
Berdasarkan harga-harga potensial sel tersebut maka urutan reduktor yang menurun adalah ...

- A. Pb, Zn, Cu
 B. Zn, Pb, Cu
 C. Cu, Zn, Pb
 D. Cu, Pb, Zn
 E. Zn, Cu, Pb
4. Pernyataan berikut berhubungan dengan sel volta:
- (1) Pada katode terjadi reaksi oksidasi
 (2) Pada anode terjadi reaksi reduksi

- (3) Pada sel volta, anode sebagai kutub negatif
 (4) Logam yang memiliki potensial elektroda lebih negatif bertindak sebagai katode
 (5) Logam yang lebih bersifat oksidator kuat bertindak sebagai anode.

Dari pernyataan tersebut, yang sesuai dengan prinsip yang terjadi pada sel volta adalah pernyataan ...

- A. 1, 2, 3 dan 5
 B. 1, 2 dan 3
 C. 2 dan 3
 D. 3 dan 4
 E. 3
5. Suatu sel volta terdiri atas elektrode Ag yang dicelupkan ke dalam larutan Ag^+ 1 M dan elektrode Zn yang dicelupkan ke dalam larutan Zn^{2+} 1 M. Jika diketahui reaksi:



Pernyataan yang benar sehubungan dengan kedua reaksi tersebut adalah ...

- A. Elektrode Ag bertindak sebagai anode
 B. Elektrode Zn bertindak sebagai katode
 C. Persamaan reaksi selnya $2\text{Ag} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow 2\text{Ag}^+ + \text{Zn}$
 D. Potensial selnya sebesar +1,56 volt
 E. Potensial selnya sebesar +2,36 volt

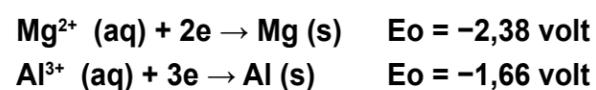
6. Diketahui:



Potensial standar sel volta yang terdiri dari elektrode Ni dan Pb adalah ...

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

7. Perhatikan data tersebut!

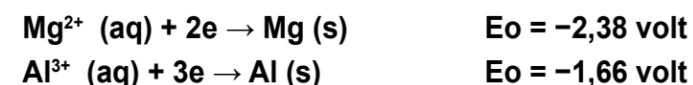


Notasi sel reaksi yang dapat berlangsung adalah ...

- A. $\text{Al} | \text{Al}^{3+} || \text{Mg}^{2+} | \text{Mg}$
 B. $\text{Mg}^{2+} | \text{Mg} || \text{Al} | \text{AlMg}^{3+}$

- C. $\text{Mg} | \text{Mg}^{2+} || \text{Al}^{3+} | \text{Al}$
 D. $\text{Al}^{3+} | \text{Al} || \text{Mg}^{2+} | \text{Mg}$
 E. $\text{Mg} | \text{Mg}^{2+} || \text{Al} | \text{Al}^{3+}$

8. Perhatikan tabel berikut:



Harga E° sel persamaan reaksi tersebut adalah ...

- A. +4,04 volt
 B. +0,76 volt
 C. +0,72 volt
 D. -0,72 volt
 E. -4,04 volt

9. Logam A dapat mendesak logam B dari larutannya, logam C dapat mendesak logam B dari larutannya. Logam C tidak dapat mendesak logam A dari larutannya. Urutan potensial reduksi yang semakin besar dari ketiga logam tersebut adalah ...

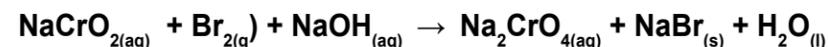
- A. $A > B > C$
 B. $A > C > B$
 C. $B > A > C$
 D. $B > C > A$
 E. $C > A > B$

10. Peristiwa saat reaksi listrik menghasilkan energi kimia berlangsung dalam ...

- A. Elektrolisis
 B. Reaksi oksidasi
 C. Reaksi reduksi
 D. Dialysis
 E. Sel Galvani

B. Uraian

1. Setarakan reaksi redoks dengan metode setengah reaksi/ion electron dalam suasana basa berikut ini.



2. Tulislah reaksi elektrolisis lelehan MgCl_2 dengan elektrode grafit!

Pada elektrolisis larutan AgNO_3 dengan elektroda inert dihasilkan gas oksigen sebanyak 5,6 L pada STP. Berapakah jumlah listrik dalam Coulomb yang dialirkan pada proses tersebut?



Kunci Jawaban dan Penilaian

Penugasan 1

No	Identifikasi Reaksi Redoks dalam Kehidupan	Skor
1	Ada deskripsi tentang peristiwa pembakaran elpiji dan ada persamaan reaksi ditulis dengan benar	2
2	Ada deskripsi tentang peristiwa perkaratan besi dan ada persamaan reaksi ditulis dengan benar	2
3	Ada deskripsi tentang dan ada persamaan reaksi ditulis dengan benar	2
4	Ada deskripsi tentang dan ada persamaan reaksi ditulis dengan benar	2
5	Ada deskripsi tentang dan ada persamaan reaksi ditulis dengan benar	2
Skor maksimum		10

Skor maksimum adalah 10. Jika Anda berhasil mengidentifikasi 4 peristiwa redoks termasuk contoh, berarti skor yang Anda peroleh adalah 8 maka:

$$\text{Nilai Anda} = \frac{\text{Skor yang Diperoleh}}{\text{Skor Maksimum}} \times 100 = \frac{8}{10} \times 100 = 80$$

Latihan Unit 1

Pilihan Ganda

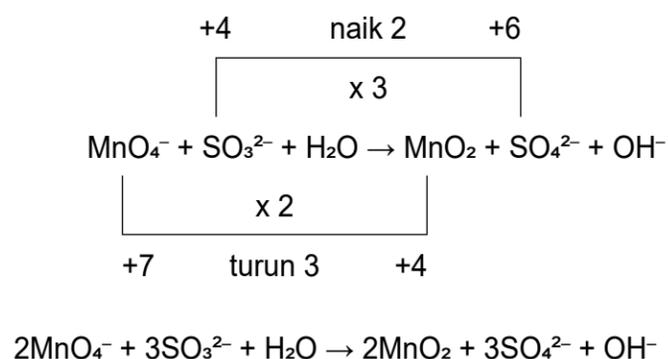
1. E 2. A 3. E 4. E 5. E
6. B 7. D 8. C 9. B 10. A

Uraian

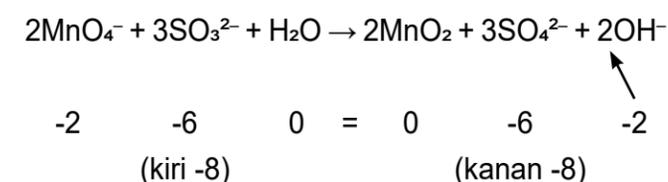
1. Menyetarakan reaksi kimia dengan metode perubahan bilangan oksidasi dalam suasana basa dan tentukan koefisien a, b, c, d, e, dan f!
 $a \text{MnO}_4^- + b \text{SO}_3^{2-} + c \text{H}_2\text{O} \rightarrow d \text{MnO}_2 + e \text{SO}_4^{2-} + f \text{OH}^-$

Jawaban:

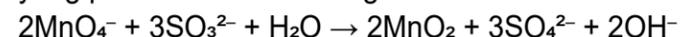
Kalikan dengan faktor pengali yang sesuai, setelah itu posisikan di tempat yang dibutuhkan:



Samakan jumlah muatan kiri kanan dengan menambahkan angka di depan OH⁻



Samakan jumlah O di kiri - kanan. Jumlah O kiri, jumlah O kanan sudah sama. Jadi tidak ada yang perlu ditambahkan lagi.



Jadi:

$$a = 2, b = 3, c = 1, d = 2, e = 3, \text{ dan } f = 2$$

2. Kekuatan oksidator dari ketiga spesi itu adalah : $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) > \text{Cl}_2(\text{g}) > \text{Fe}^{3+}(\text{aq})$.
 3. Sn sebagai reduktor (teroksidasi) Zn^{2+} sebagai oksidator (tereduksi).

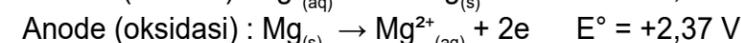
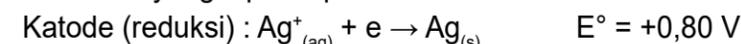
Potensial reduksi standar untuk masing-masing setengah sel adalah



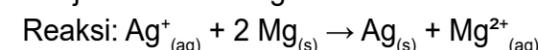
Karena Zn^{2+} merupakan oksidator maka reaksi berlangsung spontan. Persamaan reaksi yang dihasilkan: $\text{Zn}_{(\text{s})} + \text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Sn}_{(\text{aq})}$

4. Dua elektroda:

a. Elektroda yang dipakai pada katode dan anode:



b. Penjumlahan setengah reaksi:



c. $E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{(\text{katode})} - E^\circ_{(\text{anode})}$

$$E^\circ_{\text{sel}} = +0,80\text{V} - (-2,37\text{V}) = +3,17 \text{ volt}$$

Latihan Unit 2

1. Diagram sel volta yang disusun dari kedua elektrode

Reaksi oksidasi di anode $\rightarrow E^\circ$ lebih negatif $\rightarrow \text{Al}$

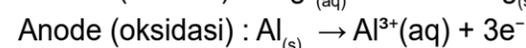
Reaksi reduksi di katode $\rightarrow E^\circ$ lebih positif $\rightarrow \text{Ag}$

Diagram sel: $\text{Al} \mid \text{Al}^{3+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$

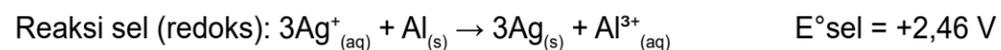
2. Tuliskan reaksi yang terjadi pada sel tersebut!



$$E^\circ_{\text{red}} = +0,80 \text{ V}$$



$$E^\circ_{\text{red}} = -1,66 \text{ V}$$

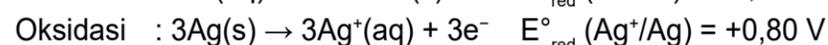
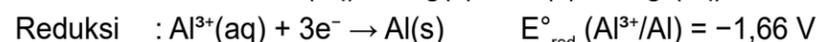
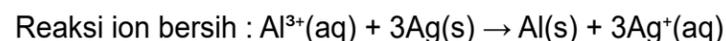


Perhatian! Nilai potensial elektrode tidak bergantung pada koefisien reaksi.

3. Tentukan potensial standar sel tersebut.

$$E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{katode}} - E^\circ_{\text{anode}} = (+0,80 \text{ V}) - (-1,66 \text{ V}) = +2,46 \text{ V}$$

4. Prediksikan apakah reaksi $\text{Al}(\text{NO}_3)_3(\text{aq}) + 3\text{Ag}(\text{s}) \rightarrow \text{Al}(\text{s}) + 3\text{AgNO}_3(\text{aq})$ berlangsung spontan pada keadaan standar.



$$E^\circ_{\text{redoks}} = E^\circ_{\text{red}}(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) - E^\circ_{\text{red}}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = (-1,66 \text{ V}) - (+0,80 \text{ V}) = -2,46 \text{ V}$$

Jadi $E^\circ_{\text{redoks}} < 0$, reaksi tidak berlangsung spontan

Uji Kompetensi

Pilihan Ganda

No	Jawaban	Skor	No	Jawaban	Skor
1	A	1	6	E	1
2	D	1	7	C	1
3	B	1	8	C	1
4	E	1	9	D	1
5	D	1	10	A	1
Jumlah Skor PG		10			

Uraian

No	Jawaban	Skor
1	<p>2. Penyetaraan setengah reaksi dari reaksi berikut: Reaksi ion: $\text{CrO}_2^-(\text{aq}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{g})$</p> <p>2) $\text{CrO}_2^-(\text{aq}) \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + 3\text{e}^-$ (oksidasi) $\text{Br}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-(\text{g})$ (reduksi)</p> <p>3) $\text{CrO}_2^-(\text{aq}) + 4\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{e}^-$ x2 $\text{Br}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-(\text{g})$ x3</p> <hr/> <p>$2\text{CrO}_2^-(\text{aq}) + 8\text{OH}^-(\text{l}) + 3\text{Br}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{aq}) + 6\text{Br}^-(\text{g})$</p>	4

	<p>Dalam persamaan molekul</p> $2\text{CrO}_2^-(\text{aq}) + 8\text{OH}^-(\text{l}) + 3\text{Br}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 6\text{Br}^-(\text{g})$ $2\text{Na}^+(\text{aq}) \quad 8\text{Na}^+ \quad \quad \quad 4\text{Na}^+ \quad \quad \quad 6\text{Na}^+$ $2\text{NaCrO}_2(\text{aq}) + 8\text{NaOH}(\text{aq}) + 3\text{Br}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4(\text{aq}) + 6\text{NaBr}(\text{l}) + 4\text{H}_2\text{O}$	
2	<p>Elektrolisis lelehan MgCl_2 dengan elektrode grafit.</p> $\text{MgCl}_{2(\text{l})} \rightarrow \text{Mg}^{2+}_{(\text{l})} + 2\text{Cl}^-_{(\text{l})}$ <p>Pada elektrolisis lelehan senyawa ion dengan elektrode inert, maka kation direduksi di katode sedangkan anion dioksidasi di anode.</p> <p>Katode : $\text{Mg}^{2+}_{(\text{l})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}_{(\text{s})}$ Anode : $2\text{Cl}^-_{(\text{l})} \rightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})}$ Reaksi : $\text{Mg}^{2+}_{(\text{l})} + 2\text{Cl}^-_{(\text{l})} \rightarrow \text{Mg}_{(\text{s})} + \text{Cl}_{2(\text{g})}$</p>	3
3	<p>Reaksi elektrolisis larutan AgNO_3 dengan elektroda inert adalah sebagai berikut:</p> <p>Katode (-) : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ Anode (+) : $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^-$</p> <p>Gas O_2 terbentuk di anode. Mol gas O_2 yang terbentuk sama dengan $5,6 \text{ L}/22,4 \text{ L} = \frac{1}{4} \text{ mol O}_2$</p> <p>Berdasarkan persamaan reaksi di anode, untuk menghasilkan $\frac{1}{4} \text{ mol gas O}_2$, maka jumlah mol elektron yang terlibat adalah sebesar $4 \times \frac{1}{4} = 1 \text{ mol elektron}$.</p> <p>1 mol elektron = 1 Faraday = 96500 C Jadi, jumlah listrik yang terlibat adalah sebesar 96500 C</p>	3
Jumlah Skor Uraian		10

Total skor latihan = Jumlah skor pilihan ganda + Jumlah skor uraian

$$\text{Hasil belajar yang diperoleh} = \frac{\text{Jumlah skor yang diperoleh}}{\text{Total skor soal latihan}} \times 100\%$$

KRITERIA PINDAH MODUL

Batas ketuntasan minimal adalah 75%. Jika nilai yang Anda peroleh minimal 75% berarti Anda dianggap sudah tuntas dan menguasai materi modul ini maka Anda diperkenankan untuk lanjut mempelajari modul berikutnya. Sebaliknya, jika perolehan nilai Anda belum mencapai 75% maka Anda perlu mempelajari lagi materi modul ini dan ulangi mengerjakan tugas-tugas dan latihan.



Saran Referensi

1. Reaksi Redoks dalam kehidupan sehari-hari dari <https://rumus-kimia.com/penerapan-reaksi-redoks-dalam-kehidupan-sehari-hari>
2. Potensial elektrode atau potensial standar reduksi dari <http://kelompokkimia1.blogspot.com/2016/09/>
3. Penerapan sel volta dalam kehidupan sehari-hari melalui website/internet ataupun buku kimia lainnya.



Daftar Pustaka

- Brown, Theodore L. et al. 2015. Chemistry: The Central Science (13th edition). New Jersey: Pearson Education, Inc.
- Guslanpaita. 2 April 2014. Prinsip Kerja Baterai Lithium. Diambil dari <http://21rhapsody.blogspot.com>. 6 Juni 2018.
- Johari, J.M.C. & Rachmawati, M. 2008. Kimia SMA dan MA untuk Kelas XII Jilid 3. Jakarta: Esis.
- Pak guru Fisika. 3 Januari 2016. Mengenal baterai Lithium. Diambil dari <http://www.pakgurufisika.com/2016/01/mengenal-baterai-lithium-ion-dan.html>, 5 Juni 2017.
- Purba, Michael. 2007. KIMIA untuk SMA kelas XII. Jakarta : Erlangga
- McMurry, John E., Fay, Robert C., & Robinson, Jill K. 2016. Chemistry (7th edition). New Jersey: Pearson Education, Inc.
- Ratna Prasetyowati. 29 Juni 2015. Sel Elektrokimia. Diambil dari <http://ratnandroet.blogspot.com>. 3 Juni 2018.
- Silom Fersi, Gifen Piara, Juliana Lesawengen, Yuniar Pandegirot. 2013. Bahan Ajar Reaksi Redok dan Elektrokimia. Manado: Universitas Negeri Manado.
- Sudarmo, Unggul. 2006. KIMIA untuk SMA kelas XII. Surakarta: Phibeta Suyanta.
2013. Modul PLPG Kimia: Redoks dan Elektrokimia.
- Reaksi Redoks dan Elektrokimia. Diambil dari <http://zhivinachem.wordpress.com>. 2 Mei 2018.



Profil Penulis

Nama Lengkap : Diana Kartika Kusumawati
Tempat/Tgl Lahir : Jayapura, 6 September 1970

Riwayat Pekerjaan :

April 1999 Pamong Belajar pada Pendidikan Nonformal di Sanggar Kegiatan Belajar (SKB) Kabupaten Rembang
2001 Sanggar Kegiatan Belajar (SKB) Kota Semarang
2006-2012 Master Trainer Pendidikan Keaksaraan
2008-2012 Praktisi Pendidikan Pemberdayaan Perempuan
2010-2018 Fasilitator program PAUD
2010-Skrng Mengampu Mata Pelajaran IPA dan Kimia Program Pendidikan Kesetaraan

Riwayat Pendidikan :

1991 Akademi Farming Semarang Program D-3 Kelanjutan
1995 Institut Pertanian Yogyakarta jurusan Budidaya Pertanian
1997 Akta IV Institut Keguruan dan Ilmu Pendidikan Semarang
2006 Master Pendidikan (M.Pd), Universitas Negeri Yogyakarta (UNY)
Program Studi Penelitian dan Evaluasi Pendidikan (PEP)

Prestasi :

2002 Lomba Karya Nyata Pamong Belajar tingkat nasional (Peringkat 3)
2002 Pemakalah Widya Karya PLSP tingkat nasional
2007 Lomba Karya Nyata Pamong Belajar tingkat nasional (Peringkat 1)
2012-2016 Juri Apresiasi Lembaga PAUD Berprestasi tingkat Kota Semarang dan Karesidenan Semarang
2014 Lomba Karya Kreatifitas dan Inovasi (LK2I) Tutor/Pamong Belajar Pendidikan Kesetaraan Program Paket B (Peringkat 1)
2015 Lomba Tutor Kejar Paket C Berprestasi tingkat provinsi Jawa Tengah (Peringkat 2)