

# Bab 2



Sumber: [www.mpbdp.org](http://www.mpbdp.org)

Kalkulator bekerja karena terjadinya proses reaksi redoks.

## Reaksi Redoks dan Elektrokimia

Hasil yang harus Anda capai:

menerapkan konsep reaksi oksidasi reduksi dan elektrokimia dalam teknologi dan kehidupan sehari-hari.

Setelah mempelajari bab ini, Anda harus mampu:

- menerapkan konsep reaksi oksidasi reduksi dalam sistem elektrokimia yang melibatkan energi listrik dan kegunaannya dalam mencegah korosi dan dalam industri;
- menjelaskan reaksi oksidasi reduksi dalam sel elektrolisis.
- menerapkan Hukum Faraday untuk elektrolisis larutan elektrolit.

Apakah Anda sering menggunakan kalkulator untuk menghitung? Tidak hanya Anda, penjual sayuran di lingkungan tempat Anda tinggal juga sering menggunakan kalkulator, bukan? Bagaimanakah kalkulator dapat bekerja? Sumber tenaga apakah yang bekerja pada kalkulator?

Anda tentu telah mempelajari prinsip-prinsip reaksi redoks di kelas X. Masih ingatkah Anda apa yang dimaksud dengan reaksi spontan? Reaksi spontan terjadi karena adanya perbedaan kemampuan afinitas elektron antarpereaksi dalam baterai. Reaksi ini menyebabkan terjadinya aliran elektron. Aliran elektron inilah yang bertindak sebagai sumber tenaga listrik sehingga kalkulator dapat digunakan untuk menghitung.

Pada bab reaksi redoks dan elektrokimia, Anda akan mempelajari kembali dan memahami lebih dalam tentang reaksi redoks berdasarkan perubahan biloks. Reaksi redoks dapat menjelaskan mengenai proses yang terjadi dalam sel elektrokimia, sel elektrolisis, dan korosi. Bagaimanakah prinsip redoks dalam sel elektrokimia, sel elektrolisis, dan korosi? Anda dapat mengetahuinya setelah mempelajari bab ini.

- A. Penyetaraan Reaksi Redoks
- B. Sel Elektrokimia
- C. Sel Elektrolisis
- D. Korosi dan Pengendaliannya

## Tes Kompetensi Awal

1. Apa yang dimaksud dengan reaksi redoks? Jelaskan secara lengkap berdasarkan perkembangan konsepnya.
2. Apa yang dimaksud dengan perubahan biloks?
3. Apa yang dimaksud dengan oksidator dan reduktor. Hubungkan dengan perpindahan elektron yang terjadi.

## A. Penyetaraan Reaksi Redoks

Persamaan reaksi yang melibatkan redoks biasanya sukar untuk disetarakan dengan cara biasa sebagaimana Anda pelajari di Kelas X, tetapi memerlukan metode khusus. Ada dua metode untuk menyetarakan reaksi redoks, yaitu metode perubahan biloks (PBO) dan metode setengah reaksi. Metode PBO melibatkan perubahan biloks, sedangkan metode setengah reaksi melibatkan pelepasan dan penerimaan elektron.

### Kegiatan Inkuiri



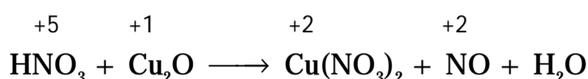
Apakah semua reaksi melibatkan perubahan bilangan oksidasi? Berikan contoh reaksinya.

#### 1. Metode PBO

Metode ini didasarkan pada kekekalan muatan, yakni kenaikan biloks atom teroksidasi harus sama dengan penurunan biloks atom tereduksi. Perhatikanlah persamaan reaksi berikut.

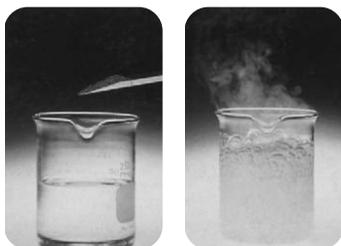
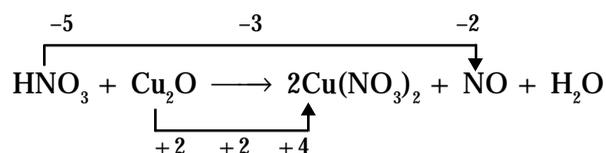


Atom yang mengalami perubahan biloks dapat ditentukan melalui pemeriksaan setiap atom. Dari hasil ini diketahui bahwa atom N dan Cu mengalami perubahan biloks.



Berdasarkan prinsip kekekalan muatan, setiap atom yang mengalami perubahan biloks harus disetarakan dengan cara mengubah koefisien reaksinya. Atom yang tidak mengalami perubahan biloks tidak perlu disetarakan pada tahap penyetaraan biloks, tetapi disetarakan pada tahap akhir untuk memenuhi Hukum Kekekalan Massa.

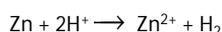
Pada persamaan reaksi tersebut, biloks atom N berubah dari +5 menjadi +2 (terjadi penurunan biloks sebesar 3 satuan). Pada atom Cu, terjadi perubahan biloks dari +1 menjadi +2 (terjadi kenaikan biloks). Oleh karena ada dua atom Cu, kenaikan total biloks Cu adalah 2 satuan. Perubahan biloks atom-atom pada reaksi tersebut dapat dinyatakan dalam bentuk diagram berikut.



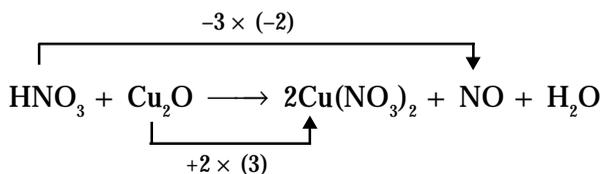
Sumber: Chemistry: The Central Science, 2000

Gambar 2.1

Serbuk seng dimasukkan ke dalam larutan HCl akan terjadi reaksi redoks yang spontan.



Oleh karena kenaikan biloks Cu harus sama dengan penurunan biloks N maka atom Cu harus dikalikan dengan faktor 3. Atom N dikalikan dengan faktor 2 sehingga diperoleh:



Persamaan reaksi menjadi:



Walaupun atom N yang mengalami perubahan biloks telah disetarakan, tetapi ada atom N lain yang muncul sebagai ion  $\text{NO}_3^-$  dalam senyawa  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ . Untuk memenuhi kekekalan massa, kekurangan 12 ion  $\text{NO}_3^-$  disetarakan dengan menambahkan 12 molekul  $\text{HNO}_3$  pada ruas kiri sehingga persamaan menjadi:



Atom N dan Cu sudah setara, tetapi molekul  $\text{H}_2\text{O}$  belum setara. Untuk menyetarakannya, samakan atom H atau O pada kedua ruas dengan mengubah koefisien  $\text{H}_2\text{O}$ . Persamaan reaksi menjadi:



Dengan demikian, reaksi-reaksi kimia yang melibatkan reaksi redoks dapat disetarakan.

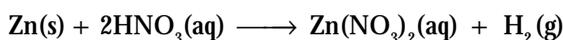
Tahap-tahap untuk menyetarakan persamaan reaksi dengan cara PBO adalah sebagai berikut.

1. Tentukan biloks semua atom untuk mengetahui atom-atom mana yang mengalami perubahan biloks.
2. Pasangkan oksidator dan produknya, reduktor dan produknya menggunakan diagram seperti pada contoh.
3. Tambahkan koefisien pada pasangan tersebut jika terjadi perbedaan jumlah atom (seperti pada atom Cu).
4. Tentukan perubahan biloks, baik reduktor maupun oksidator. Nilai perubahan ini merupakan faktor penyetara, yang dikalikan dengan koefisien reaksinya.
5. Setarakan atom-atom lain yang tidak mengalami reduksi dan oksidasi untuk memenuhi Hukum Kekekalan Massa.
6. Periksa apakah persamaan sudah setara, baik massa maupun muatannya.

## Contoh 2.1

### Penyetaraan Reaksi Redoks dengan Metode PBO

Logam seng bereaksi dengan asam nitrat menurut reaksi berikut.



Setarakan persamaan tersebut dengan metode PBO.



Sumber: Chemistry: The Central Science, 2000

Gambar 2.2

Amonium dikromat mengalami reaksi auto-redoks (disproporsionasi).  
 $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \longrightarrow \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Cr}_2\text{O}_3$

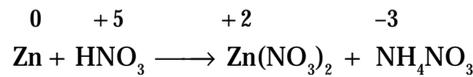
## Kata Kunci

- Perubahan biloks (PBO)
- Metode setengah reaksi
- Hukum Kekekalan Muatan
- Hukum Kekekalan Massa
- Oksidator
- Reduktor

Jawab:

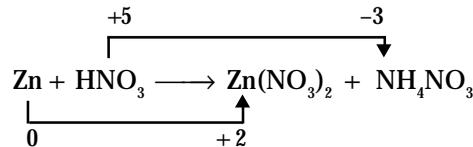
Tahap 1

Menentukan atom yang mengalami perubahan biloks. Pada reaksi ini atom Zn dan N



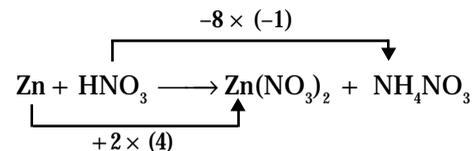
Tahap 2-3

Menentukan pasangan oksidator dan reduktor serta menyetarakan jumlah atomnya.

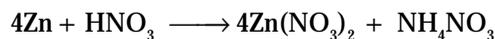


Tahap 4

Menentukan nilai perubahan biloks dan menyetarakannya.



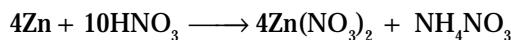
Hasil penyetaraan muatan adalah



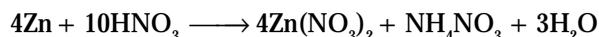
Tahap 5

Setarakan atom-atom yang lain dengan cara memeriksa jumlah atom-atomnya.

Atom N: ada 10 atom N di ruas kanan, tambahkan 9 HNO<sub>3</sub> di ruas kiri agar atom N sama dengan ruas kanan.



Atom O: ada 30 atom O di ruas kiri dan 27 atom O di ruas kanan, tambahkan 3 H<sub>2</sub>O di ruas kanan sehingga jumlah atom O sama.



Atom H juga harus disetarakan dengan cara memeriksanya di kedua ruas.

Persamaan reaksi yang sudah setara dan lengkap dengan fasanya adalah sebagai berikut.



Tahap 6

Periksalah apakah persamaan di atas sudah memenuhi kekekalan massa dan muatan.

## 2. Metode Setengah Reaksi

Penyetaraan persamaan redoks dengan metode setengah reaksi didasarkan pada transfer elektron. Untuk mengetahui jumlah elektron yang ditransfer dilakukan pemisahan persamaan ke dalam dua setengah reaksi. Masing-masing setengah reaksi disetarakan, kemudian digabungkan kembali untuk memperoleh persamaan reaksi redoks yang setara, baik muatan maupun massanya.

### a. Reaksi Redoks dalam Suasana Asam

Tinjau reaksi ion MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> dan Fe<sup>2+</sup> dalam suasana asam dengan persamaan kerangka sebagai berikut.



Tahap-tahap penyetaraan dengan metode ini adalah sebagai berikut.

1. Memisahkan persamaan kerangka ke dalam dua setengah reaksi. Setengah reaksi oksidasi dan setengah reaksi reduksi.



## Mahir Menjawab

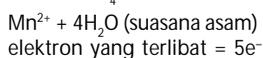
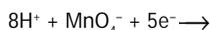
Jika KMnO<sub>4</sub> bereaksi dengan H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> dalam suasana asam, sebagian hasilnya adalah MnSO<sub>4</sub> dan CO<sub>2</sub>. Dalam reaksi ini 1 mol KMnO<sub>4</sub> menerima ....

- 1 elektron
- 2 elektron
- 3 elektron
- 5 elektron
- 7 elektron

Pembahasan

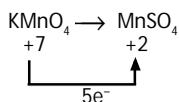
Ada dua cara penyelesaian, yaitu:

- a. Metode setengah reaksi:



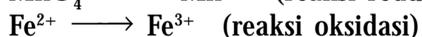
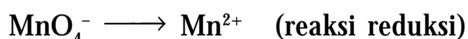
elektron yang terlibat = 5e<sup>-</sup>

- b. Metode bilangan oksidasi (biloks):



Jadi, dalam reaksi ini 1 mol KMnO<sub>4</sub> menerima 5 elektron. (D)

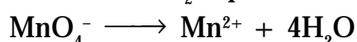
SPMB IPA 2006



2. Menyetarakan jumlah atom-atomnya sesuai Hukum Kekekalan Massa.
3. Menyetarakan muatan listrik (kekekalan muatan) dengan cara menambahkan elektron pada ruas kiri (untuk reaksi reduksi) dan ruas kanan (untuk reaksi oksidasi).
4. Menggabungkan kedua setengah reaksi untuk menyetarakan persamaan reaksi, baik muatan maupun massanya.

b. Penyetaraan Setengah Reaksi Reduksi

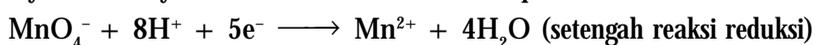
Pada setengah reaksi reduksi, atom Mn disetarakan dengan cara menyamakan koefisien pereaksi dan produknya. Penyetaraan atom O dilakukan dengan menambahkan  $\text{H}_2\text{O}$  pada ruas kanan.



Kelebihan atom H di ruas kanan disetarakan dengan menambahkan asam (ion  $\text{H}^+$ ) pada ruas kiri (ingat suasana asam).



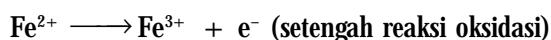
Muatan listrik di ruas kiri ada +7 dan di ruas kanan ada +2. Untuk menyetarakannya, tambahkan lima elektron pada ruas kiri.



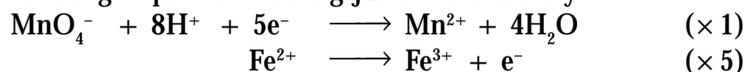
Periksalah apakah persamaan sudah setara muatan dan massanya.

c. Penyetaraan Setengah Reaksi Oksidasi

Setengah-reaksi oksidasi untuk besi sudah setara ditinjau dari jumlah atom, tetapi muatannya belum setara. Jadi, tambahkan satu elektron pada ruas kanan persamaan.



Tahap akhir adalah menggabungkan kedua setengah reaksi untuk menghilangkan elektron dalam kedua setengah reaksi sebab elektron tidak muncul dalam persamaan reaksi netral. Penghilangan elektron dapat dilakukan dengan perkalian silang jumlah elektronnya.



Persamaan akhir menjadi:

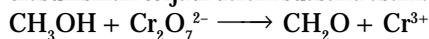


Periksalah apakah muatan dan massanya sudah setara.

## Contoh 2.2

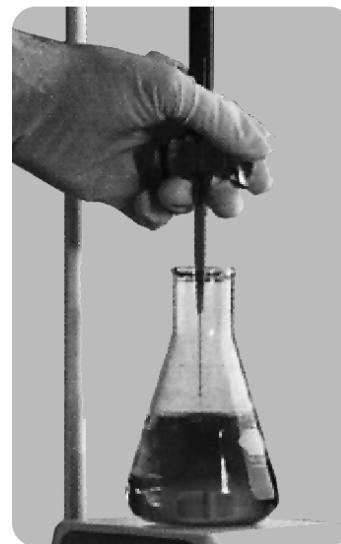
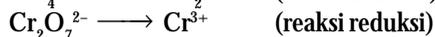
### Penyetaraan Persamaan Redoks dalam Suasana Asam dengan Metode Setengah Reaksi

Setarakan reaksi redoks berikut menggunakan metode setengah reaksi yang diasumsikan terjadi dalam suasana asam.



Jawab:

Tahap 1



Sumber: Chemistry: The Central Science, 2000

### Gambar 2.3

Reaksi oksidasi asam oksalat oleh  $\text{KMnO}_4$  dalam suasana asam  
 $5\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ \longrightarrow 10\text{CO}_2 + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$



## Sekilas Kimia

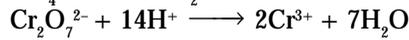
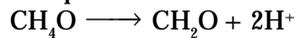
### Reaksi Redoks dan Kehidupan

Olah raga, bekerja, dan belajar merupakan kegiatan rutin yang Anda lakukan. Tahukah Anda bagaimana tubuh kita dapat melakukan semua aktivitas tersebut? Berasal darimanakah energi yang kita gunakan?

Ketika makanan diuraikan di dalam sel tubuh, terjadi pemindahan elektron yang berasal dari glukosa dan molekul makanan lainnya. Di dalam mitokondria, elektron yang berpindah tersebut akan melalui suatu rangkaian reaksi yang dinamakan rantai transpor elektron. Proses aliran elektron tersebut dinamakan respirasi.

Di akhir rangkaian tersebut, oksigen mengoksidasi elemen terakhir rantai transpor elektron sehingga terbentuk air. Ketika rantai transpor elektron berlangsung, terjadi pelepasan energi yang digunakan untuk mensintesis molekul bernama ATP (Adenosin Trifosfat), yaitu molekul pembawa energi di dalam makhluk hidup.

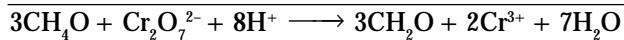
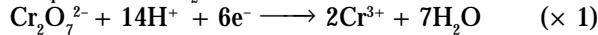
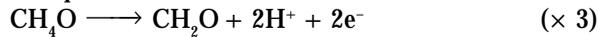
### Tahap 2



### Tahap 3



### Tahap 4



Pemeriksaan muatan dan massa:

Evaluasi	Ruas Kiri	Ruas Kanan
Muatan	6+	6+
Atom C	3	3
Atom H	20	20
Atom O	10	10
Atom Cr	2	2

Dengan demikian, kekekalan muatan dan massa terpenuhi.

### d. Reaksi Redoks dalam Suasana Basa atau Netral

Penyetaraan reaksi di atas terjadi dalam suasana asam. Cirinya adalah penambahan ion  $\text{H}^+$  ketika penyetaraan. Bagaimana menyetarakan reaksi redoks dalam suasana basa atau netral?

Penyetaraan setengah-reaksi dalam suasana basa atau netral dilakukan dengan menambahkan basa (ion  $\text{OH}^-$ ), untuk menyetarakan atom O atau H. Tinjaulah reaksi berikut yang dilakukan dalam suasana basa.



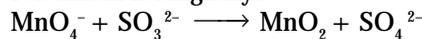
Caranya sama seperti dalam suasana asam. Akan tetapi, setelah reaksi digabungkan, untuk menyetarakan atom O dan H ditambahkan  $\text{OH}^-$  pada kedua ruas persamaan.

## Contoh 2.3

### Penyetaraan Reaksi Redoks dalam Suasana Basa dengan Metode Setengah Reaksi

Setarakan reaksi berikut menggunakan metode setengah reaksi dalam suasana basa.

Persamaan kerangkanya:



Jawab:

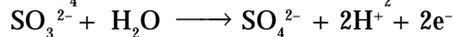
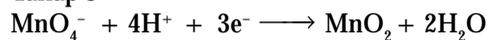
#### Tahap 1



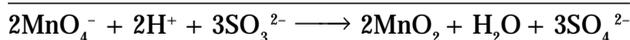
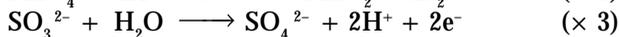
#### Tahap 2



#### Tahap 3



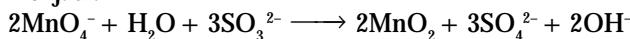
#### Tahap 4



Pada persamaan di atas terdapat  $2\text{H}^+$ . Untuk menetralkannya tambahkan  $2\text{OH}^-$  pada kedua ruas persamaan. Persamaan menjadi:



Penambahan  $\text{OH}^-$  akan menetralkan  $\text{H}^+$  menjadi  $\text{H}_2\text{O}$ . Oleh karena di ruas kanan ada  $\text{H}_2\text{O}$  maka terjadi penghilangan  $\text{H}_2\text{O}$  pada salah satu ruas sehingga persamaan menjadi:



Periksalah apakah muatan dan massanya sudah setara sesuai kaidah kekekalan.

Evaluasi	Ruas Kiri	Ruas Kanan
Muatan	8	8
Atom Mn	2	2
Atom S	3	3
Atom O	18	18
Atom H	2	2

#### Kata Kunci

- Reaksi redoks dalam suasana asam
- Reaksi redoks dalam suasana basa

### Kegiatan Inkuiri



Bandingkan kelebihan dan kelemahan antara metode PBO dan metode setengah reaksi dalam menyetarakan persamaan reaksi redoks.

## Tes Kompetensi Subbab A

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

- Asam iodat,  $\text{HIO}_3$  dapat dibuat melalui reaksi iodin,  $\text{I}_2$  dengan asam nitrat pekat. Persamaan kerangkanya:  
 $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}_2$   
Setarakan persamaan reaksi tersebut dengan metode PBO.
- Gas klor kali pertama dibuat oleh Scheele pada 1774 melalui oksidasi asam klorida dengan mangan(IV) oksida. Persamaan reaksinya:  
 $\text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{MnO}_2(\text{s}) \longrightarrow$   
 $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{MnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{Cl}_2(\text{g})$   
Setarakan reaksi tersebut dengan metode PBO.
- Setarakan reaksi redoks berikut dalam suasana asam dengan metode setengah reaksi.
  - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Cl}_2(\text{g})$
  - $\text{Mn}^{2+} + \text{NaBiO}_3(\text{s}) \longrightarrow \text{Bi}^{3+} + \text{MnO}_4^-$
  - $\text{H}_3\text{AsO}_4(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) \longrightarrow \text{AsH}_3(\text{g}) + \text{Zn}^{2+}$
  - $\text{Br}^- + \text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{Br}_2(\ell) + \text{Mn}^{2+}$
  - $\text{Cu}(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{NO}(\text{g})$
- Setarakan reaksi redoks berikut dalam suasana basa menggunakan metode setengah-reaksi.
  - $\text{Al}(\text{s}) + \text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{Al}(\text{OH})_4^-$
  - $\text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{ClO}^-$
  - $\text{NO}_2^- + \text{Al}(\text{s}) \longrightarrow \text{NH}_3(\text{g}) + \text{AlO}_2^-$
  - $\text{MnO}_4^- + \text{S}_2^{2-} \longrightarrow \text{MnS}(\text{s}) + \text{S}(\text{g})$
  - $\text{CN}^- + \text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{CNO}^- + \text{MnO}_2(\text{s})$
  - $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}_2(\ell) \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$

## B. Sel Elektrokimia

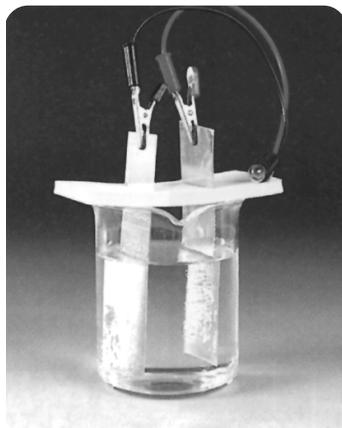
Dalam reaksi redoks terjadi transfer elektron dari reduktor ke oksidator. Pengetahuan adanya transfer elektron memberikan manfaat dalam upaya mengembangkan sumber energi listrik alternatif sebab aliran listrik tiada lain adalah aliran elektron.

Bidang ilmu yang mempelajari energi listrik dalam reaksi kimia disebut elektrokimia. Perangkat atau instrumen untuk membangun energi listrik dari reaksi kimia dinamakan sel elektrokimia.

## 1. Sel Volta

Di Kelas X, Anda sudah belajar merancang-bangun sel volta sederhana untuk memahami bahwa dalam reaksi redoks terjadi transfer elektron yang menghasilkan energi listrik, seperti ditunjukkan pada Gambar 2.4. Oleh karena reaksi redoks dapat dipisahkan menjadi dua setengah reaksi, sel volta pun dapat dirancang menjadi dua tempat, yakni tempat untuk reaksi oksidasi dan tempat untuk reaksi reduksi.

Kedua tempat tersebut dihubungkan melalui rangkaian luar (aliran muatan elektron) dan rangkaian dalam atau jembatan garam (aliran massa dari ion-ion).



Sumber: Sougou Kagashi

Gambar 2.4

Sel volta sederhana



## Aktivitas Kimia 2.1

### Prinsip Kerja Sel Volta

#### Tujuan

Untuk mengetahui potensial dan prinsip kerja dari sel volta.

#### Alat

1. Gelas kimia
2. Gelas ukur
3. Elektrode Zn
4. Elektrode Cu
5. Voltmeter

#### Bahan

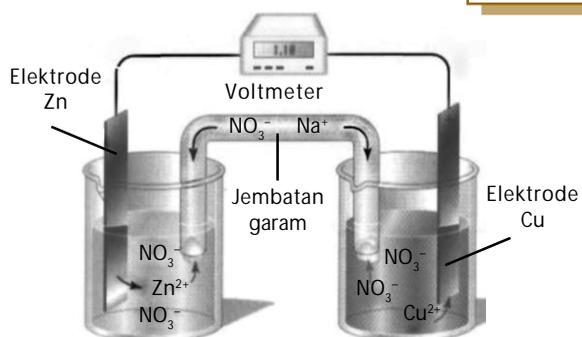
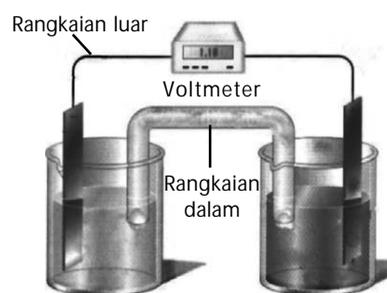
1.  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  1 M
2.  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  1 M

#### Langkah Kerja

1. Pasang alat sel volta dalam setiap kelompok kerja Anda.
2. Masukkan 200 mL larutan  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  1 M dan logam seng (elektrode Zn) ke dalam gelas kimia 1. Masukkan 200 mL larutan  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  1 M dan logam tembaga (elektrode Cu) ke dalam gelas kimia 2.
3. Hubungkan logam Zn ke kutub negatif dan logam Cu ke kutub positif dari voltmeter (rangkaiannya luar).
4. Hubungkan kedua larutan dalam gelas kimia dengan jembatan garam (rangkaiannya dalam).

#### Pertanyaan

1. Berapakah potensial sel yang terukur dari percobaan tersebut?
2. Tuliskan reaksi kimia yang terjadi pada setiap setengah-reaksi sel.
3. Mengapa terjadi beda potensial antara elektrode Zn dan Cu?
4. Simpulkan hasil pengamatan percobaan yang kelompok Anda lakukan. Kemudian, buatlah laporannya.



Gambar 2.5

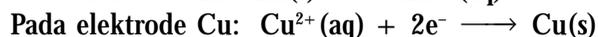
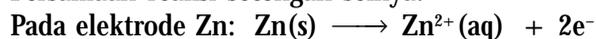
Proses pembentukan energi listrik dari reaksi redoks dalam sel volta.

Pada percobaan tersebut, reaksi tidak akan terjadi jika tidak ada hubungan baik secara rangkaian luar maupun rangkaian dalam. Jika hanya rangkaian luar yang dihubungkan, reaksi akan terjadi hanya sesaat dan seketika itu juga reaksi berhenti. Reaksi akan berjalan terus jika rangkaian dalam (jembatan garam) dihubungkan.

Jika kedua rangkaian dihubungkan, akan terjadi reaksi redoks di antara kedua setengah sel itu (lihat Gambar 2.5). Persamaan reaksi ionnya:



Persamaan reaksi setengah selnya:



Logam Zn akan teroksidasi membentuk ion  $Zn^{2+}$  dan melepaskan 2 elektron. Kedua elektron ini akan mengalir melewati voltmeter menuju elektrode Cu. Kelebihan elektron pada elektrode Cu akan diterima oleh ion  $Cu^{2+}$  yang disediakan oleh larutan  $Cu(NO_3)_2$  sehingga terjadi reduksi ion  $Cu^{2+}$  menjadi  $Cu(s)$ .

Ketika reaksi berlangsung, dalam larutan  $Zn(NO_3)_2$  akan kelebihan ion  $Zn^{2+}$  (hasil oksidasi). Demikian juga dalam larutan  $CuSO_4$  akan kelebihan ion  $NO_3^-$  sebab ion pasangannya ( $Cu^{2+}$ ) berubah menjadi logam Cu yang terendapkan pada elektrode Cu.

Kelebihan ion  $Zn^{2+}$  akan dinetralkan oleh ion  $NO_3^-$  dari jembatan garam, demikian juga kelebihan ion  $NO_3^-$  akan dinetralkan oleh ion  $Na^+$  dari jembatan garam. Jadi, jembatan garam berfungsi menetralkan kelebihan ion-ion hasil reaksi redoks.

Dengan demikian, tanpa jembatan garam reaksi berlangsung hanya sesaat sebab kelebihan ion-ion hasil reaksi redoks tidak ada yang menetralkan dan akhirnya reaksi berhenti seketika. Dalam sel elektrokimia, tempat terjadinya reaksi oksidasi (elektrode Zn) dinamakan anode, sedangkan tempat terjadinya reaksi reduksi (elektrode Cu) dinamakan katode.



### Catatan **Note**

- Jembatan garam dapat dibuat dari:
- Pipa U yang berisi larutan  $NaNO_3$  atau  $KNO_3$  berupa gel.
  - Sumbu kompor yang dibasahi terus-menerus dengan larutan  $NaNO_3$  selama percobaan (ditetesi  $NaNO_3$  secara kontinu).

- Salt bridge could be established by:
- U pipe which contains the solution of  $NaNO_3$  or  $KNO_3$  gel.
  - Stoves wick which is soaked with  $NaNO_3$  solution constantly as long as experiment (which is dropped by  $NaNO_3$  continuously)

### Kegiatan Inkuiri



Di dalam baterai komersial, apakah ada jembatan garam? Apa yang menjadi jembatan garamnya?

## 2. Notasi Sel Elektrokimia

Reaksi redoks yang terjadi dalam sel elektrokimia dituliskan dengan aturan tertentu. Misalnya, sel elektrokimia yang tersusun dari elektrode Zn dalam larutan  $ZnSO_4$  dan elektrode Cu dalam larutan  $CuSO_4$ . Aturan penulisan selnya sebagai berikut.



Reaksi pada anode dituliskan terlebih dahulu (sisi kiri) diikuti reaksi pada katode (sisi kanan). Kedua sisi dipisahkan oleh dua buah garis yang menyatakan rangkaian dalam dan rangkaian luar.



Terminal sel atau elektrode dituliskan di ujung-ujung notasi sel, garis tunggal antara elektrode dan larutan menyatakan batas fasa (padat dan cair). Misalnya, untuk anode:



### Contoh 2.4

#### Penulisan Reaksi dari Notasi Sel

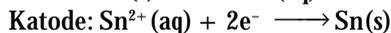
- Tuliskan reaksi sel untuk sel volta berikut.  
 $Fe(s) \quad Fe^{2+}(aq) \quad Sn^{2+}(aq) \quad Sn(s)$
- Tuliskan notasi sel untuk reaksi berikut.  
 $Zn(s) + Cd^{2+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cd(s)$

### Kata Kunci

- Sel elektrokimia
- Rangkaian luar
- Rangkaian dalam (Jembatan garam)
- Elektrode (terminal sel)

Jawab:

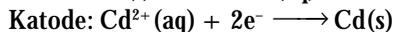
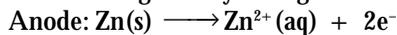
1. Reaksi setengah selnya sebagai berikut.



Reaksi sel volta keseluruhan sebagai berikut.



2. Reaksi setengah selnya sebagai berikut.

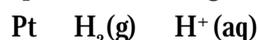


Penulisan notasi selnya sebagai berikut.



Jika dalam reaksi sel elektrokimia melibatkan fasa gas dengan logam mulia sebagai elektrodanya, aturan penulisan notasi sel volta sebagai berikut.

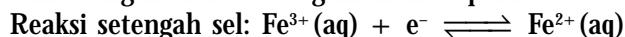
a. Jika pada anode terjadi reaksi oksidasi yang melibatkan gas dengan platina sebagai elektrode:  $\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + 2\text{e}^{-}$  maka notasi untuk elektrode hidrogen dapat ditulis sebagai berikut.



b. Jika pada katode terjadi reaksi reduksi yang melibatkan gas dengan platina sebagai elektrode:  $2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$  maka notasi untuk elektrode hidrogen dapat ditulis sebagai berikut.



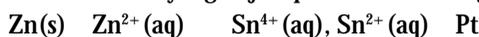
Tanda baca koma dapat juga dipakai sebagai notasi untuk memisahkan ion-ion yang terdapat dalam larutan yang sama atau memiliki fasa yang sama dengan elektrode logam mulia seperti Pt.



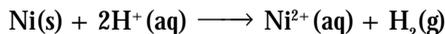
## Contoh 2.5

### Penulisan Reaksi dari Notasi Sel

(a) Tuliskan reaksi yang terjadi pada sel volta dengan notasi sel seperti berikut.

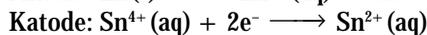


(b) Tuliskan notasi sel untuk reaksi berikut.

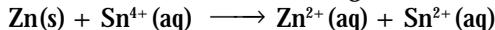


Jawab:

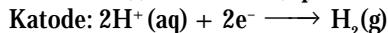
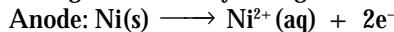
(a) Setengah-reaksi selnya sebagai berikut.



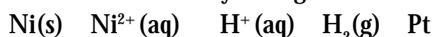
Reaksi sel volta keseluruhan sebagai berikut.



(b) Setengah-reaksi selnya sebagai berikut.



Penulisan notasi selnya sebagai berikut.



### 3. Potensial Elektrode dan GGL Sel

Dalam sel elektrokimia, untuk mendorong elektron mengalir melalui rangkaian luar dan menggerakkan ion-ion di dalam larutan menuju elektrode diperlukan suatu usaha. Usaha atau kerja yang diperlukan ini dinamakan gaya gerak listrik, disingkat GGL.

#### a. Makna GGL Sel

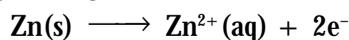
Kerja yang diperlukan untuk menggerakkan muatan listrik (GGL) di dalam sel bergantung pada perbedaan potensial di antara kedua elektrode. Beda potensial ini disebabkan adanya perbedaan kereaktifan logam di antara kedua elektrode. Nilai GGL sel merupakan gabungan dari potensial anode (potensial oksidasi) dan potensial katode (potensial reduksi). Dalam bentuk persamaan ditulis sebagai berikut.

$$\text{GGL } (E_{\text{sel}}) = \text{potensial reduksi} + \text{potensial oksidasi}$$

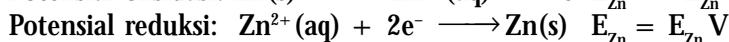
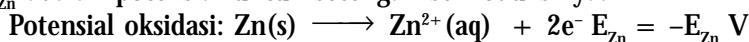
Potensial reduksi adalah ukuran kemampuan suatu oksidator (zat pengoksidasi = zat tereduksi) untuk menangkap elektron dalam setengah reaksi reduksi. Potensial oksidasi kebalikan dari potensial reduksi dalam reaksi sel elektrokimia yang sama.

$$\text{Potensial oksidasi} = -\text{Potensial reduksi}$$

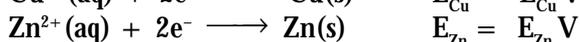
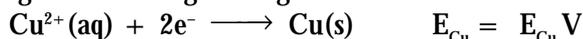
Tinjaulah setengah reaksi sel pada elektrode Zn dalam larutan  $\text{ZnSO}_4$ . Reaksi setengah selnya sebagai berikut.



Jika  $-E_{\text{Zn}}$  adalah potensial elektrode untuk setengah reaksi oksidasi,  $+E_{\text{Zn}}$  adalah potensial untuk setengah sel reduksinya:



Sel elektrokimia yang terdiri atas elektrode Zn dan Cu dengan reaksi setengah sel masing-masing:



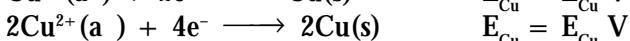
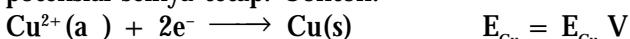
Nilai GGL sel elektrokimia tersebut adalah

$$E_{\text{sel}} = E_{\text{Cu}} + (-E_{\text{Zn}}) = E_{\text{Cu}} - E_{\text{Zn}}$$

Dengan demikian, nilai GGL sel sama dengan perbedaan potensial kedua elektrode. Oleh karena reaksi reduksi terjadi pada katode dan reaksi oksidasi terjadi pada anode maka nilai GGL sel dapat dinyatakan sebagai perbedaan potensial berikut.

$$E_{\text{sel}} = E_{\text{Reduksi}} - E_{\text{Oksidasi}} \quad \text{atau} \quad E_{\text{sel}} = E_{\text{Katode}} - E_{\text{Anode}}$$

Nilai potensial elektrode tidak bergantung pada jumlah zat yang terlibat dalam reaksi. Berapapun jumlah mol zat yang direaksikan, nilai potensial selnya tetap. Contoh:



### Kegiatan Inkuiri

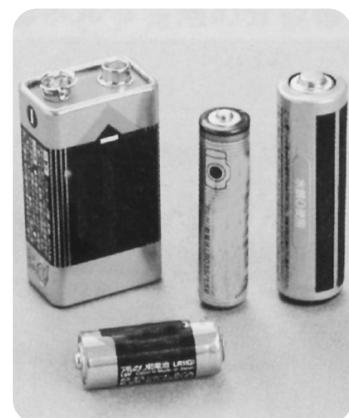


Bandingkan kereaktifan logam-logam golongan IA dan IIA. Manakah yang lebih reaktif? Jika logam-logam itu dihubungkan melalui kawat, manakah oksidator dan reduktornya?

**Catatan Note**

Satuan untuk gaya gerak listrik (GGL) adalah volt.

Unit for electromotive force is volt.



Sumber: Sougou Kagashi

Gambar 2.6

Baterai merupakan contoh sel elektrokimia.

## Catatan **Note**

Baterai kecil dan baterai besar selama sistem selnya sama, potensial selnya sama, yaitu 1,5 volt.

Small and big batteries have equal cell potential for equal cell system, i.e. 1,5 volt.

### b. Potensial Elektrode Standar (E°)

Oleh karena potensial oksidasi merupakan kebalikan dari potensial reduksinya maka data potensial elektrode suatu logam tidak perlu diketahui dua-duanya, melainkan salah satu saja. Misalnya, data potensial reduksi atau data potensial oksidasi. Menurut perjanjian IUPAC, potensial elektrode yang dijadikan sebagai standar adalah potensial reduksi. Dengan demikian, semua data potensial elektrode standar dinyatakan dalam bentuk potensial reduksi standar.

Potensial reduksi standar adalah potensial reduksi yang diukur pada keadaan standar, yaitu konsentrasi larutan M (sistem larutan) atau tekanan atm (sel yang melibatkan gas) dan suhu °C.

Untuk mengukur potensial reduksi standar tidak mungkin hanya setengah sel (sel tunggal) sebab tidak terjadi reaksi redoks. Oleh sebab itu, perlu dihubungkan dengan setengah sel oksidasi.

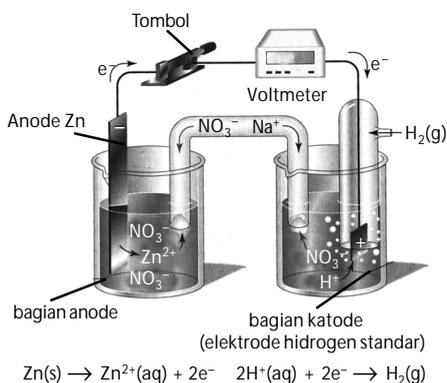
Nilai GGL sel yang terukur dengan voltmeter merupakan selisih kedua potensial sel yang dihubungkan (bukan nilai mutlak). Berapakah nilai pasti dari potensial reduksi?

Oleh karena nilai GGL sel bukan nilai mutlak maka nilai potensial salah satu sel tidak diketahui secara pasti. Jika salah satu elektrode dibuat tetap dan elektrode yang lain diubah-ubah, potensial sel yang dihasilkan akan berbeda. Jadi, potensial sel suatu elektrode tidak akan diketahui secara pasti, yang dapat ditentukan hanya nilai relatif potensial sel suatu elektrode.

Oleh karena itu, untuk menentukan potensial reduksi standar diperlukan potensial elektrode rujukan sebagai acuan. Dalam hal ini, IUPAC telah menetapkan elektrode standar sebagai rujukan adalah elektrode hidrogen, seperti ditunjukkan pada Gambar 2.7.

Elektrode hidrogen pada keadaan standar, E°, ditetapkan pada konsentrasi H<sup>+</sup> 1 M dengan tekanan gas H<sub>2</sub> 1 atm pada 25°C. Nilai potensial elektrode standar ini ditetapkan sama dengan nol volt atau E°<sub>H<sup>+</sup>→H<sub>2</sub></sub> = 0,00 V. Potensial elektrode standar yang lain diukur dengan cara dirangkaikan dengan potensial elektrode hidrogen pada keadaan standar, kemudian GGL selnya diukur.

Oleh karena potensial elektrode hidrogen pada keadaan standar ditetapkan sama dengan nol, potensial yang terukur oleh voltmeter dinyatakan sebagai potensial sel pasangannya.



Sumber: Chemistry: The Central Science, 2000

Gambar 2.7

Elektrode hidrogen ditetapkan sebagai elektrode standar.

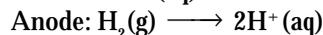
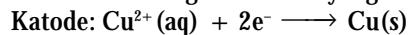
## Contoh 2.6

### Menentukan Potensial Elektrode Standar

Hitunglah potensial elektrode Cu yang dihubungkan dengan elektrode hidrogen pada keadaan standar jika voltmeter menunjukkan nilai 0,34 volt.

Jawab:

Persamaan setengah reaksi sel yang terjadi:



Nilai GGL sel:

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

$$0,34 \text{ V} = E_{\text{Cu}}^{\circ} - E_{\text{H}_2}^{\circ}$$

$$0,34 \text{ V} = E_{\text{Cu}}^{\circ} - 0,00 \text{ V} \longrightarrow E_{\text{Cu}}^{\circ} = 0,34 \text{ V}$$

Jadi, potensial reduksi standar untuk elektrode Cu adalah 0,34 volt.

Berdasarkan Contoh 2.6, potensial elektrode yang lain untuk berbagai reaksi setengah sel dapat diukur, hasilnya ditunjukkan pada Tabel 2.1.

**Tabel 2.1** Nilai Potensial Reduksi Standar Beberapa Elektrode

Reaksi reduksi	$E^\circ_{\text{sel}}$
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}(\text{s})$	-3,04
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}(\text{s})$	-2,71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{s})$	-2,38
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$2\text{H}_2\text{O}(\ell) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	-0,83
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{s})$	-0,74
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s})$	-0,41
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}(\text{s})$	-0,40
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{s})$	-0,23
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{s})$	-0,13
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s})$	-0,04
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$	0,00
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	0,15
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+(\text{aq})$	0,16
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	0,34
$\text{Cu}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	0,52
$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-(\text{aq})$	0,54
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	0,77
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$	0,80
$\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}(\ell)$	0,85
$2\text{Hg}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}_2(\text{aq})$	0,90
$\text{Br}_2(\ell) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-(\text{aq})$	1,07
$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$	1,23
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	1,36
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$	1,78
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	2,01
$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-(\text{aq})$	2,87

Sumber: General Chemistry, 1990

### Kegiatan Inkuiri



Dapatkah Anda mengukur kekuatan atau tenaga teman-teman Anda secara akurat? Bagaimana cara mengukurnya?

#### c. Kekuatan Oksidator dan Reduktor

Data potensial reduksi standar pada Tabel 2.1 menunjukkan urutan kekuatan suatu zat sebagai oksidator (zat tereduksi).



Semakin positif nilai  $E^\circ_{\text{sel}}$ , semakin kuat sifat oksidatornya. Sebaliknya, semakin negatif nilai  $E^\circ_{\text{sel}}$ , semakin lemah sifat oksidatornya.

### Kata Kunci

- Gaya Gerak Listrik (GGL)
- Elektrode hidrogen
- Potensial Oksidasi
- Potensial reduksi
- Perbedaan Potensial
- Potensial reduksi standar

Berdasarkan data potensial pada Tabel 2.1, oksidator terkuat adalah gas fluorin ( $F_2$ ) dan oksidator paling lemah adalah ion  $Li^+$ . Reduktor paling kuat adalah logam Li dan reduktor paling lemah adalah ion  $F^-$ .



Dengan demikian, dapat disimpulkan bahwa suatu reduktor paling kuat merupakan oksidator yang paling lemah. Sebaliknya, suatu oksidator terkuat merupakan reduktor terlemah.

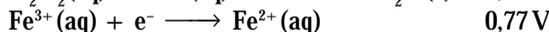
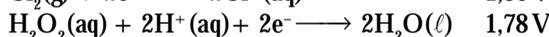
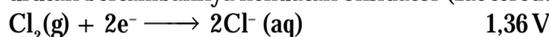
### Contoh 2.7

Menentukan Kekuatan Relatif at Pengoksidasi dan Pereduksi

Urutkan oksidator berikut menurut kekuatannya pada keadaan standar:  $Cl_2(g)$ ,  $H_2O_2(aq)$ ,  $Fe^{3+}(aq)$ .

Jawab:

Perhatikanlah data potensial reduksi pada Tabel 2.1. Dari atas ke bawah menunjukkan urutan bertambahnya kekuatan oksidator (zat tereduksi).



Jadi, kekuatan oksidator dari ketiga spesi itu adalah:  $H_2O_2(aq)$   $Cl_2(g)$   $Fe^{3+}(aq)$ .

Berdasarkan pengetahuan kekuatan oksidator dan reduktor, Anda dapat menggunakan Tabel 2.1 untuk memperkirakan arah reaksi reduksi-oksidasi dalam suatu sel elektrokimia.

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.

### Contoh 2.8

Menentukan Arah Reaksi dari Potensial Elektrode Standar

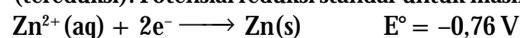
Sel elektrokimia dibangun dari reaksi berikut.



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

Jawab:

Pada reaksi tersebut, Sn sebagai reduktor (teroksidasi) dan  $Zn^{2+}$  sebagai oksidator (tereduksi). Potensial reduksi standar untuk masing-masing setengah sel adalah



Suatu reaksi redoks dalam sel elektrokimia akan berlangsung spontan jika zat yang berperan sebagai oksidator lebih kuat.

Berdasarkan nilai  $E^\circ$ ,  $Zn^{2+}$  merupakan oksidator lebih kuat dibandingkan dengan  $Sn^{2+}$ . Oleh karena itu, reaksi akan spontan ke arah sebagaimana yang dituliskan pada persamaan reaksi.



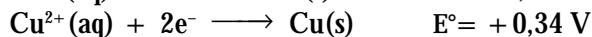
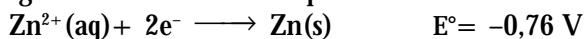
Reaksi ke arah sebaliknya tidak akan terjadi sebab potensial sel berharga negatif.

d. Penentuan GGL Sel

Nilai GGL sel elektrokimia dapat ditentukan berdasarkan tabel potensial elektrode standar. Syarat bahwa sel elektrokimia akan berlangsung spontan jika oksidator yang lebih kuat berperan sebagai pereaksi atau GGL sel berharga positif.

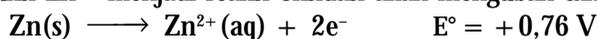
$$E_{\text{sel}} = (E_{\text{katode}} - E_{\text{anode}}) \quad 0$$

Sel elektrokimia yang dibangun dari elektrode Zn dan Cu memiliki setengah reaksi reduksi dan potensial elektrode berikut.

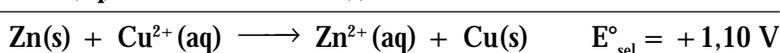
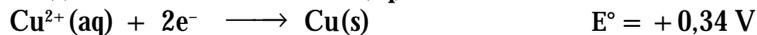
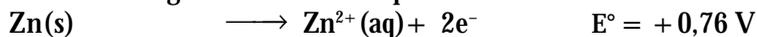


Untuk memperoleh setengah reaksi oksidasi, salah satu dari reaksi tersebut dibalikkan.

Pembalikan setengah reaksi yang tepat adalah reaksi reduksi yang potensial setengah selnya lebih kecil. Pada reaksi tersebut yang dibalik adalah reaksi reduksi  $\text{Zn}^{2+}$  sebab akan menghasilkan nilai GGL sel positif. Pembalikan reaksi reduksi  $\text{Zn}^{2+}$  menjadi reaksi oksidasi akan mengubah tanda potensial selnya.



Penggabungan kedua setengah reaksi tersebut menghasilkan persamaan reaksi redoks dengan nilai GGL sel positif.



Nilai GGL sel sama dengan potensial standar katode (reduksi) dikurangi potensial standar anode (oksidasi). Metode ini merupakan cara alternatif untuk menghitung GGL sel.

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

$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{Zn}} = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,10 \text{ V}$$

### Contoh 2.9

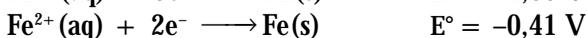
#### Menghitung GGL Sel dari Data Potensial Reduksi Standar

Hitunglah nilai GGL sel dari notasi sel berikut.

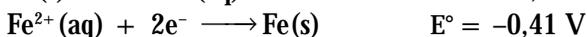
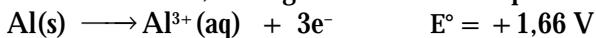


Jawab:

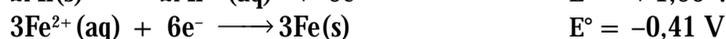
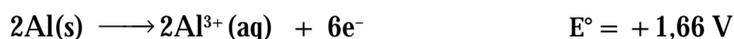
Setengah reaksi reduksi dan potensial elektrode standar masing-masing adalah:



Agar reaksi berlangsung spontan, Al dijadikan anode atau reaksi oksidasi. Oleh karena itu, setengah-reaksi Al dan potensial selnya dibalikkan:



Dengan menyetarakan terlebih dahulu elektron yang ditransfer, kemudian kedua reaksi setengah sel digabungkan sehingga nilai GGL sel akan diperoleh:



## Tes Kompetensi Subbab B

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

- Rakitlah sel volta yang dibangun dari elektrode Zn dalam larutan  $\text{ZnSO}_4$  dan elektrode Cu dalam larutan  $\text{CuSO}_4$ . Kemudian, tunjukkan arah aliran elektron dan aliran ion-ion dalam jembatan garam. Tunjukkan pula katode dan anodenya. Tuliskan reaksi redoks yang terjadi dalam sel.
- Tuliskan notasi untuk sel volta dengan setengah reaksi berikut.  
 $\text{Cd(s)} \longrightarrow \text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$   
 $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb(s)}$
- Tuliskan reaksi sel volta secara lengkap dari notasi sel berikut.  
 $\text{Fe(s)} \quad \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \quad \text{Ag}^+(\text{aq}) \quad \text{Ag(s)}$
- Tuliskan reaksi sel untuk sel volta berikut.  
 $\text{Cd(s)} \quad \text{Cd}^{2+}(\text{aq}) \quad \text{Cl}^+(\text{aq}) \quad \text{Cl}_2(\text{g}) \quad \text{Pt}$
- Tuliskan notasi sel untuk reaksi berikut.  
 $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{4+}(\text{aq})$
- Urutkan kekuatan zat-zat berikut sebagai oksidator dan sebagai reduktor:  
 $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Sn}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{O}_2$ .
- Apakah reaksi akan spontan menurut arah yang ditunjukkan dalam persamaan berikut.  
 $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{I}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cu(s)} + \text{I}_2(\text{s})$
- Data potensial reduksi standar untuk reaksi setengah sel adalah  
 $\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) \quad E^\circ = 0,15 \text{ V}$   
 $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \quad E^\circ = 0,77 \text{ V}$   
 Tuliskan persamaan reaksi sel yang dapat berlangsung spontan.
- Manakah reaksi redoks berikut yang akan berlangsung spontan jika dilakukan pada keadaan standar?
  - $\text{Al(s)} \quad \text{Al}^{3+}(\text{aq}) \quad \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) \quad \text{Cr(s)}$
  - $\text{Fe(s)} \quad \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \quad \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) \quad \text{Cr(s)}$
- Hitunglah GGL sel yang dibangun dari sel dengan notasi berikut.  
 $\text{Ni(s)} \quad \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) \quad \text{Ag}^+(\text{aq}) \quad \text{Ag(s)}$

## C. Sel Elektrolisis

Sel volta menghasilkan arus listrik searah ketika reaksi redoks di dalam sel terjadi secara spontan. Adapun sel elektrolisis merupakan kebalikan dari sel volta, yakni menerapkan arus listrik searah untuk mendorong agar terjadi reaksi elektrokimia di dalam sel.

### 1. Prinsip Elektrolisis

Elektrolisis artinya penguraian suatu zat akibat arus listrik. Zat yang terurai dapat berupa padatan, cairan, atau larutan. Arus listrik yang digunakan adalah arus searah (direct current = ).

Tempat berlangsungnya reaksi reduksi dan oksidasi dalam sel elektrolisis sama seperti pada sel volta, yaitu anode (reaksi oksidasi) dan katode (reaksi reduksi). Perbedaan sel elektrolisis dan sel volta terletak pada kutub elektrode. Pada sel volta, anode (-) dan katode (+), sedangkan pada sel elektrolisis sebaliknya, anode (+) dan katode (-).

Pada sel elektrolisis anode dihubungkan dengan kutub positif sumber energi listrik, sedangkan katode dihubungkan dengan kutub negatif. Oleh karena itu pada sel elektrolisis di anode akan terjadi reaksi oksidasi dan di katode akan terjadi reaksi reduksi.



## Aktivitas Kimia 2.2

### Elektrolisis Air

#### Tujuan

Mengetahui cara kerja dari sel elektrolisis.

#### Alat

- |                     |                      |
|---------------------|----------------------|
| 1. Gelas kimia      | 4. Baterai 6–12 volt |
| 2. Elektrode karbon | 5. Gelas ukur        |
| 3. Tabung reaksi    | 6. Kabel             |

#### Bahan

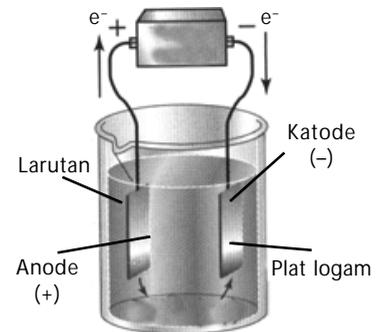
- Air
- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1M

#### Langkah Kerja

- Pasang perangkat sel elektrolisis seperti Gambar 2.8.
- Tuangkan 250 mL air ke dalam gelas kimia, kemudian tambahkan 1 mL larutan H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1 M.
- Celupkan 2 buah elektrode karbon ke dalam gelas kimia besar dan isi dengan air hingga penuh.
- Hubungkan kedua elektrode itu dengan sumber arus searah (baterai atau adaptor) yang memiliki GGL sekitar 6 – 12 volt.

#### Pertanyaan

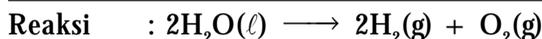
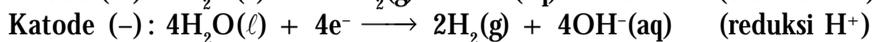
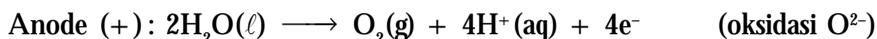
- Mengapa dalam elektrolisis di atas harus ditambahkan H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?
- Apa yang terjadi pada permukaan kedua elektrode?
- Apakah terbentuk gas dalam tabung reaksi? Berapakah perbedaan volume gas dalam tabung reaksi itu?
- Tuliskan reaksi redoks yang terjadi dalam sel elektrolisis.
- Simpulkan hasil pengamatan dari percobaan yang Anda lakukan dan diskusikan dengan guru Anda.



Gambar 2.8  
Sel elektrolisis

Ketika kedua elektrode karbon dihubungkan dengan sumber energi listrik arus searah, dalam sel elektrolisis terjadi reaksi redoks, yaitu penguraian air menjadi gas H<sub>2</sub> dan gas O<sub>2</sub>.

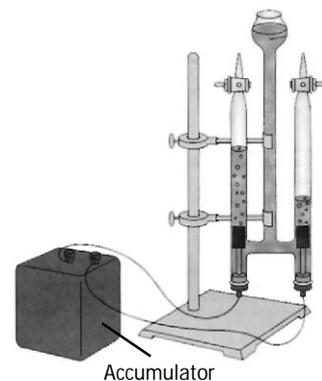
Reaksi redoks yang terjadi dalam sel elektrolisis adalah



Berapakah perbandingan volume gas H<sub>2</sub> dan O<sub>2</sub> yang terbentuk pada kedua tabung reaksi?

Berdasarkan persamaan reaksi redoks dapat diramalkan bahwa perbandingan volume gas H<sub>2</sub> terhadap O<sub>2</sub> adalah 2 : 1. Jika volume gas H<sub>2</sub> 20 mL, volume gas O<sub>2</sub> adalah 10 mL.

Alat yang akurat untuk penyelidikan elektrolisis air adalah alat elektrolisis Hoffman (Gambar 2.9). Alat ini dilengkapi elektrode platina dalam tabung penampung gas berskala sehingga volume gas hasil elektrolisis mudah diukur.



Gambar 2.9  
Sel elektrolisis Hoffman  
Gas-gas apa sajakah yang terbentuk pada setiap lengan dari sel Hoffman?

### Kegiatan Inkuiri



Dapatkah arus listrik bolak-balik (alternating current = A ) dipakai dalam sel elektrolisis? Diskusikan di dalam kelas.

## Kata Kunci

- Elektrolisis
- Arus listrik
- Arus searah

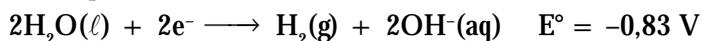
## 2. Elektrolisis Larutan

Elektrolisis larutan berbeda dengan elektrolisis air. Misalnya larutan NaI, terdapat ion  $\text{Na}^+$  dan ion  $\text{I}^-$ . Kedua ion ini bersaing dengan molekul air untuk dielektrolisis.

Di katode terjadi persaingan antara molekul  $\text{H}_2\text{O}$  dan ion  $\text{Na}^+$  (keduanya berpotensi untuk direduksi). Demikian juga di anode, terjadi persaingan antara molekul  $\text{H}_2\text{O}$  dan ion  $\text{I}^-$  (keduanya berpotensi dioksidasi).

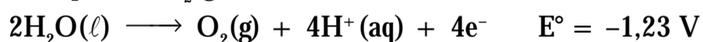
Spesi mana yang akan keluar sebagai pemenang? Pertanyaan tersebut dapat dijawab berdasarkan nilai potensial elektrode standar.

Setengah reaksi reduksi di katode:



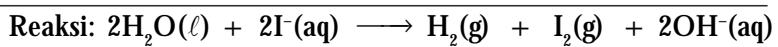
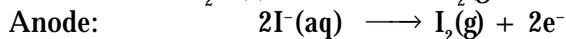
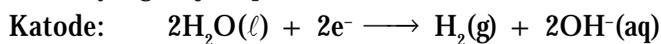
Berdasarkan nilai potensialnya,  $\text{H}_2\text{O}$  lebih berpotensi direduksi dibandingkan ion  $\text{Na}^+$  sebab memiliki nilai  $E^\circ$  lebih besar. Perkiraan ini cocok dengan pengamatan, gas  $\text{H}_2$  dilepaskan di katode.

Setengah reaksi oksidasi di anode:



Berdasarkan nilai potensial, ion  $\text{I}^-$  memenangkan persaingan sebab nilai  $E^\circ$  lebih besar dibandingkan molekul  $\text{H}_2\text{O}$ .

Reaksi yang terjadi pada sel elektrolisis:



### Contoh 2.10

#### Menentukan Reaksi Redoks dalam Sel Elektrolisis

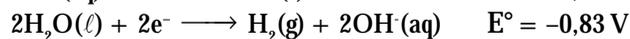
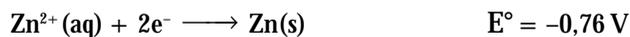
Tuliskan reaksi sel elektrolisis untuk larutan  $\text{ZnSO}_4$ .

Jawab:

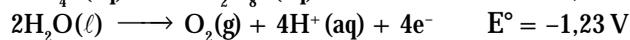
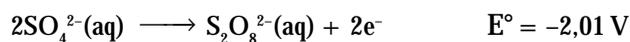
Di anode terjadi persaingan antara ion  $\text{SO}_4^{2-}$  dan  $\text{H}_2\text{O}$  dan di katode terjadi persaingan antara ion  $\text{Zn}^{2+}$  dan  $\text{H}_2\text{O}$ .

Untuk mengetahui pemenangnya dapat dilihat data potensial reduksi standar.

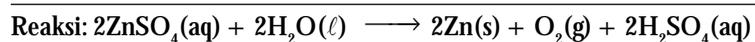
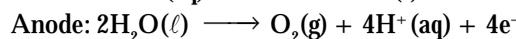
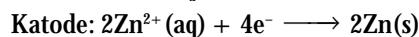
Di katode (+): reaksi reduksi



Di anode (-): reaksi oksidasi



Berdasarkan data potensial di atas, di katode terjadi reduksi ion  $\text{Zn}^{2+}$  dan di anode terjadi oksidasi  $\text{H}_2\text{O}$ . Persamaan reaksinya:



### 3. Stoikiometri Elektrolisis

Michael Faraday adalah seorang pakar Kimia-Fisika Inggris. Faraday menyatakan bahwa sel elektrolisis dapat digunakan untuk menentukan banyaknya zat yang bereaksi berdasarkan jumlah muatan listrik yang digunakan dalam rentang waktu tertentu.

Dalam sel volta maupun sel elektrolisis terdapat hubungan kuantitatif antara jumlah zat yang bereaksi dan muatan listrik yang terlibat dalam reaksi redoks. Pernyataan ini merupakan prinsip dasar Hukum Faraday, yaitu:

1. Dalam sel elektrokimia, massa zat yang diendapkan pada suatu elektrode sebanding dengan besarnya muatan listrik (aliran elektron) yang terlibat di dalam sel.
2. Massa ekuivalen zat yang diendapkan pada elektrode akan setara jika muatan listrik yang dialirkan ke dalam sel sama.

Aliran listrik tiada lain adalah aliran elektron. Oleh karena itu, muatan listrik yang terlibat dalam sel elektrokimia dapat ditentukan berdasarkan muatan elektron yang terlibat dalam reaksi redoks pada sel elektrokimia.

Berdasarkan hasil penyelidikan Millikan (model tetes minyak), diketahui bahwa muatan elektron:  $e = 1,60218 \times 10^{-19} \text{ C}$ . Oleh karena itu, muatan listrik yang terjadi jika satu mol elektron ditransfer adalah  $= (6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}) (1,60218 \times 10^{-19} \text{ C}) = 96.485 \text{ C mol}^{-1}$

Nilai muatan listrik untuk satu mol elektron ditetapkan sebesar satu faraday, dilambangkan dengan  $F$ , yaitu:

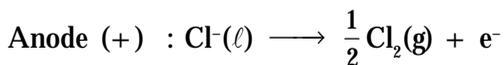
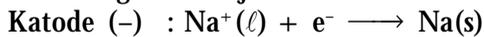
$$F = 96.485 \text{ C mol}^{-1}$$

Arus listrik sebesar  $i$  ampere yang mengalir selama  $t$  detik menghasilkan muatan listrik:  $Q = i \times t$  coulomb. Dalam satuan Faraday, besarnya muatan listrik ( $F$ ) tersebut adalah sebagai berikut.

$$F = \frac{i \times t}{96.485} \text{ faraday}$$

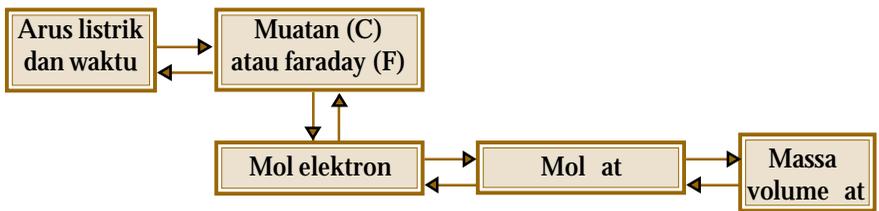
Berdasarkan Hukum I Faraday, jika muatan listrik dapat dihitung maka massa zat yang bereaksi di elektrode dapat ditentukan.

Tinjaulah elektrolisis lelehan NaCl. Jika lelehan NaCl dielektrolisis, ion-ion  $\text{Na}^+$  bermigrasi menuju anode dan ion-ion  $\text{Cl}^-$  bermigrasi menuju anode.



Untuk mereduksi satu mol ion  $\text{Na}^+$  diperlukan satu mol elektron atau diperlukan muatan sebesar satu faraday, yaitu  $96.485 \text{ C mol}^{-1}$ . Besarnya muatan ini dapat ditentukan dari jumlah arus listrik yang mengalir dan lama waktu elektrolisis:  $Q = i \text{ (A)} \times t \text{ (detik)}$ .

Secara umum, tahap-tahap perhitungan stoikiometri elektrolisis ditunjukkan pada diagram berikut. Perhitungan dapat dimulai dari arus listrik yang mengalir selama waktu tertentu atau jumlah zat yang terlibat dalam reaksi redoks.



Massa ekuivalen zat ( $m_{eq}$ ) adalah massa relatif zat per satuan muatannya. Contoh:  
 $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}(s)$   
 $m_{eq}(\text{Cu}) = \frac{63,5}{2} = 31,75$

Molecules ekuivalen mass is molecules relative mass for each charge. Example:  
 $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}(s)$   
 $m_{eq}(\text{Cu}) = \frac{63,5}{2} = 31,75$

**Kata Kunci**

- Muatan listrik
- Hukum I Faraday
- Stoikiometri elektrolisis
- Massa ekuivalen zat

## Contoh 2.11

Menghitung Berat at yang Diendapkan dalam Sel Elektrolisis

1. Hitunglah massa Cu yang dapat diendapkan di katode jika arus listrik 2 A dialirkan ke dalam sel elektrolisis larutan  $\text{Cu}^{2+}$  selama 10 menit. Diketahui  $A_r \text{Cu} = 63,5$ .
2. Dalam elektrolisis larutan  $\text{CuSO}_4$ , 2 g logam Cu diendapkan pada katode. Berapakah arus listrik yang dialirkan selama 30 menit?

Jawab:

1. Tahap 1: Tentukan muatan listrik yang digunakan

$$= i \times t$$

$$= 2 \text{ A} \times 600 \text{ s} = 1.200 \text{ C}$$

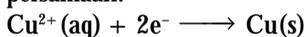
Tahap 2: Tentukan jumlah mol elektron yang setara dengan muatan listrik

$$1 \text{ mol } e^- = 1 \text{ faraday} = 96.485 \text{ C mol}^{-1}$$

Jumlah mol elektron untuk 1.200 C:

$$\frac{1.200 \text{ C}}{96.485 \text{ C mol}^{-1}} = 12,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Tahap 3: Elektron yang mengalir digunakan untuk mereduksi ion  $\text{Cu}^{2+}$  menurut persamaan:



Jadi,  $12,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$  elektron dapat mengendapkan ion  $\text{Cu}^{2+}$  sebanyak:

$$\frac{1 \text{ mol Cu}^{2+}}{2 \text{ mol } e^-} \times 12,4 \times 10^{-3} \text{ mol } e^- = 6,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

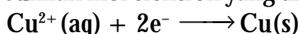
Jadi, jumlah ion  $\text{Cu}^{2+}$  yang diendapkan sebanyak  $6,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

Tahap 4: Massa Cu yang diendapkan di katode sebesar

$$6,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 63,5 \text{ g mol}^{-1} = 0,395 \text{ g}$$

2. Jumlah mol Cu =  $\frac{2 \text{ g}}{63,5 \text{ g mol}^{-1}} = 0,03 \text{ mol}$

Jumlah mol elektron yang digunakan:



$$\frac{2 \text{ mol } e^-}{1 \text{ mol Cu}^{2+}} \times 0,03 \text{ mol Cu} = 0,06 \text{ mol } e^-$$

Muatan listrik yang digunakan:

$$0,06 \text{ mol} \times 96.485 \text{ C mol}^{-1} = 5.789 \text{ C}$$

Jumlah arus listrik yang dialirkan selama 30 menit:

$$= i \ t \longrightarrow 5.789 \text{ C} = i \times 1.800 \text{ detik}$$

$$i = 3,2 \text{ A}$$

Jadi, arus listrik yang harus dialirkan selama 30 menit adalah 3,2 A.

## Sekilas Kimia



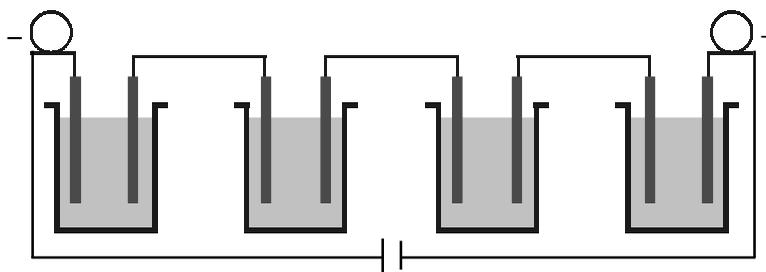
Michael Faraday  
(1791–1867)



Sumber: Chemistry: The Central Science, 2000

Pada 1812, dia menjadi asisten di laboratorium Humphry Davy di Royal Institution. Dia berhasil melakukan penemuan-penemuan penting, seperti hubungan kuantitatif antara arus listrik dan reaksi kimia dalam sel elektrokimia.

Jika sejumlah sel elektrolisis dirangkakan secara seri, seperti ditunjukkan pada Gambar 2.10, bagaimanakah hubungan muatan dan berat ekuivalen zat?



Gambar 2.10

Elektrolisis beberapa larutan yang dirangkakan secara seri. Apakah elektrolisis beberapa larutan dapat dirangkakan secara paralel?

Menurut Hukum II Faraday, massa ekuivalen zat yang diendapkan akan sama jika muatan listrik yang mengalir tetap. Hubungan massa ekuivalen dan massa zat (dalam satuan gram) yang diendapkan di katode dirumuskan sebagai berikut.

$$\text{Massa zat} = \frac{m_{\text{eq}} \cdot i \cdot t}{F}$$

dengan  $m_{\text{eq}}$  adalah massa ekuivalen,  $i$  arus listrik yang dialirkan (ampere), dan  $t$  adalah waktu elektrolisis (detik).

Oleh karena pada rangkaian sel secara seri, arus listrik yang mengalir ke dalam setiap sel tetap, Anda dapat menentukan berat zat dalam setiap sel elektrolisis dengan zat yang berbeda.

### Contoh 2.12

#### Penerapan Hukum II Faraday

- Dua buah sel elektrolisis dirangkai secara seri, sel pertama mengandung  $\text{CuSO}_4$  1 M dan sel kedua mengandung  $\text{CuSO}_4$  2 M. Hitunglah massa Cu yang diendapkan pada setiap sel jika arus yang dialirkan sebesar 0,5 A selama 10 menit. Diketahui  $A_r \text{ Cu} = 63,5$ .
- Jika larutan  $\text{CuSO}_4$  dan  $\text{AgNO}_3$  dirangkai secara seri, kemudian dielektrolisis dan mengalami setengah reaksi reduksi sebagai berikut.  

$$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}(\text{s})$$

$$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$$
 Berapakah massa Cu yang diendapkan jika dalam sel elektrolisis  $\text{AgNO}_3$  ditemukan 10 g perak?  
 Diketahui  $A_r \text{ Ag} = 107$ ,  $\text{Cu} = 63,5$ .

Jawab:

- Menurut Hukum II Faraday :  
 Oleh karena sel dirangkai secara seri, arus yang mengalir tetap sehingga massa ekuivalen Cu sama dalam setiap sel.  
 Endapan Cu dalam kedua sel sama sebab arus yang mengalir tetap.

$$\begin{aligned} \text{Massa Cu} &= \frac{m_{\text{eq}} \cdot i \cdot t}{F} \\ &= \frac{63,5}{2} \times \frac{0,5 \text{ A} \times 600 \text{ s}}{96.485 \text{ C mol}^{-1}} = 0,987 \text{ g} \end{aligned}$$

- Massa Ag =  $\frac{m_{\text{eq}} \cdot i \cdot t}{F}$

$$10 \text{ g} = \frac{107}{1} \frac{i \cdot t}{F} \rightarrow i \cdot t = 0,039 \text{ C}$$

$$\text{Massa Cu} = \frac{63,5}{2} \times 0,039 \text{ C} = 2,967 \text{ g}$$

#### 4. Aplikasi Elektrolisis

Prinsip elektrolisis banyak diterapkan dalam pelapisan logam dengan logam yang lebih baik (electroplating), juga dalam pengolahan dan pemurnian logam.

##### a. Penyepuhan (*electroplating*)

Penyepuhan (electroplating) adalah suatu metode elektrolisis untuk melapisi permukaan logam oleh logam lain yang lebih stabil terhadap cuaca atau untuk menambah keindahannya. Contohnya, besi dilapisi nikel agar tahan karat, tembaga dilapisi perak atau emas agar lebih bernilai.

### Kata Kunci

- Hukum II Faraday
- Electroplating (penyepuhan)

Logam besi banyak dipakai untuk berbagai aplikasi, tetapi tidak tahan terhadap cuaca sehingga mudah berkarat. Agar besi tahan terhadap karat maka permukaan besi sering dilapisi oleh logam yang lebih stabil, seperti seng, nikel, atau perak.

Dalam praktiknya, besi dicelupkan ke dalam sel berisi larutan logam yang akan dilapiskan. Agar logam mengendap pada besi maka besi dijadikan sebagai katode. Lakukan oleh Anda percobaan berikut.



## Aktivitas Kimia 2.3

### Penyepuhan Besi dengan Nikel

#### Tujuan

Melakukan penyepuhan besi dengan nikel.

#### Alat

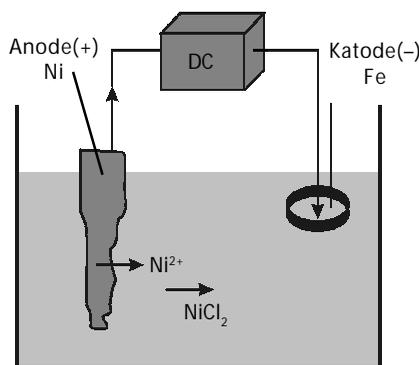
1. Bejana
2. Batang nikel
3. Sumber arus
4. Cincin besi

#### Bahan

$\text{NiCl}_2$  1M

#### Langkah Kerja

1. Buatlah dalam kelompok kerja Anda perangkat sel elektrolisis seperti yang ditunjukkan pada gambar berikut



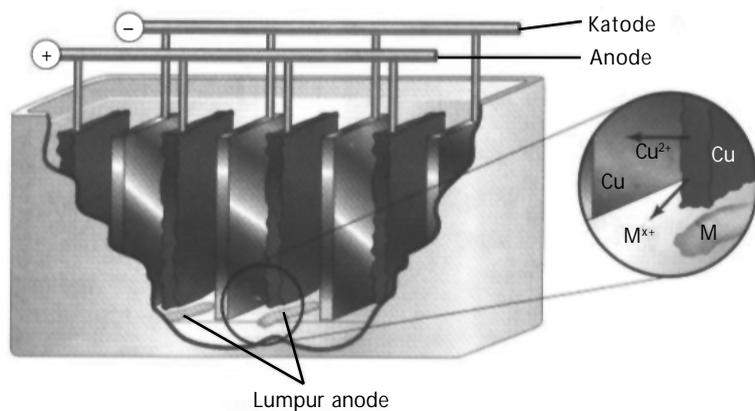
2. Siapkan larutan  $\text{NiCl}_2$  1M dalam suatu bejana dan batang nikel berikut lempengan yang akan dikerjakan.
3. Celupkan lempengan dan batang nikel ke dalam larutan dan hubungkan dengan arus listrik searah. Cincin besi ditempatkan sebagai katode (-) dan batang nikel sebagai anode (+).
4. Amatilah proses yang terjadi.

#### Pertanyaan

1. Jelaskan proses yang terjadi pada penyepuhan logam tersebut?
2. Presentasikan hasil pengamatan kelompok Anda di depan kelas.

### b. Pemurnian Logam

Prinsip elektrolisis banyak diterapkan pada pengolahan dan pemurnian logam. Contoh, logam aluminium diolah dan dimurnikan secara elektrolisis dari mineral bauksit. Logam tembaga diolah melalui pemanggangan tembaga(II) sulfida, kemudian dimurnikan secara elektrolisis.



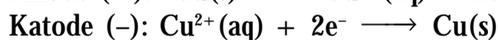
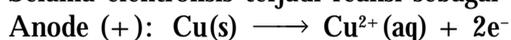
Gambar 2.11

Pemurnian tembaga menggunakan elektrolisis.

Sumber: Chemistry: The Central Science, 2000

Logam tembaga yang akan dimurnikan ditempatkan sebagai anode dan logam tembaga murni ditempatkan sebagai katode, keduanya dicelupkan dalam larutan  $\text{CuSO}_4$ , seperti ditunjukkan pada Gambar 2.11.

Selama elektrolisis terjadi reaksi sebagai berikut.



Logam-logam pengotor yang kurang reaktif, seperti emas, perak, dan platina membentuk endapan lumpur di dasar sel anode. Adanya logam-logam yang lebih reaktif, seperti  $\text{Zn}^{2+}$ , dan  $\text{Ni}^{2+}$  tetap berada dalam larutan sebagai ion-ionnya.

### Tes Kompetensi Subbab C

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

- Manakah yang akan mengalami reduksi jika di katode terdapat spesi berikut.
  - molekul  $\text{H}_2\text{O}$  dan ion  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
  - molekul  $\text{H}_2\text{O}$ , ion  $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ , dan ion  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$
- Manakah yang akan mengalami oksidasi jika di anode terdapat spesi berikut.
  - molekul  $\text{H}_2\text{O}$  dan ion  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
  - molekul  $\text{H}_2\text{O}$ , ion  $\text{Cl}^-(\text{aq})$ , dan ion  $\text{F}^-(\text{aq})$
- Mengapa larutan di sekitar katode menjadi basa jika larutan  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  dielektrolisis?
- Jelaskan senyawa apa yang dihasilkan jika lelehan  $\text{NaCl}$  dielektrolisis. Mengapa  $\text{NaCl}$  padat tidak dapat dielektrolisis, sedangkan lelehannya dapat dielektrolisis?
- Jika larutan  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  dielektrolisis pada arus tetap 1,5 A selama 45 menit, hitunglah massa logam Hg yang diendapkan pada katode.
- Berapakah perbandingan massa  $\text{O}_2$  terhadap massa  $\text{H}_2$  yang dihasilkan jika larutan  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  dielektrolisis selama 2,5 jam dengan arus 1,5 A?
- Jika arus digunakan 5 A, tentukan waktu untuk mengendapkan satu mol logam natrium, logam magnesium, dan logam aluminium.
- Tentukanlah produk elektrolisis larutan  $\text{MgCl}_2$ , kemudian hitunglah massa zat yang dihasilkan pada masing-masing elektrode jika arus yang digunakan sebesar 5 A selama 1 jam.
- Pada elektrolisis larutan  $\text{AgNO}_3$  diendapkan logam Ag sebanyak 2 g. Hitunglah massa  $\text{I}_2$  yang terbentuk pada elektrolisis larutan  $\text{NaI}$  jika dihubungkan secara seri dengan larutan  $\text{AgNO}_3$ .
- Berapakah massa logam Cu, Fe, dan Au yang akan diendapkan jika diketahui volume gas  $\text{H}_2$  yang terbentuk pada sel elektrolisis  $\text{HCl}$  sebanyak 5,6 liter (STP) dan dihubungkan secara seri dengan sel-sel logam?
- Proses Hoopes adalah proses elektrolisis untuk memurnikan aluminium. Aluminium murni terbentuk di daerah katode. Tuliskan reaksi yang terjadi di dalam sel elektrolisis.

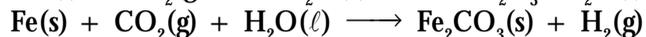
## D. Korosi dan Pengendaliannya

Aplikasi lain dari prinsip elektrokimia adalah pemahaman terhadap gejala korosi pada logam dan pengendaliannya. Berdasarkan data potensial reduksi standar, diketahui bahwa logam-logam selain emas umumnya terkorosi (teroksidasi menjadi oksidanya).

### 1. Definisi Korosi

Korosi pada logam terjadi akibat interaksi antara logam dan lingkungan yang bersifat korosif, yaitu lingkungan yang lembap (mengandung uap air) dan diinduksi oleh adanya gas  $O_2$ ,  $CO_2$ , atau  $H_2S$ . Korosi dapat juga terjadi akibat suhu tinggi.

Korosi pada logam dapat juga dipandang sebagai proses pengembalian logam ke keadaan asalnya, yaitu bijih logam. Misalnya, korosi pada besi menjadi besi oksida atau besi karbonat.

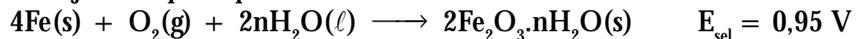


Oleh karena korosi dapat mengubah struktur dan sifat-sifat logam maka korosi cenderung merugikan. Diperkirakan sekitar 20% logam rusak akibat terkorosi pada setiap tahunnya.

Logam yang terkorosi disebabkan karena logam tersebut mudah teroksidasi. Menurut tabel potensial reduksi standar, selain logam emas umumnya logam-logam memiliki potensial reduksi standar lebih rendah dari oksigen.

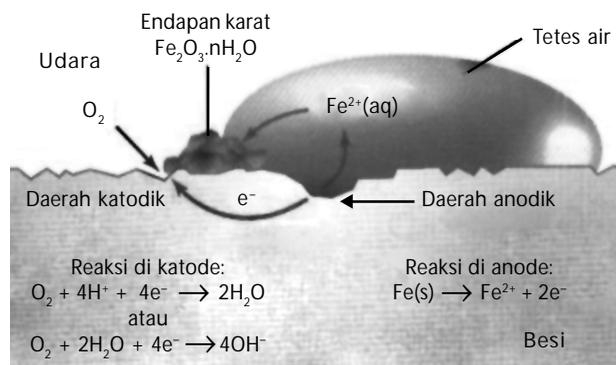
Jika setengah reaksi reduksi logam dibalikkan (reaksi oksidasi logam) digabungkan dengan setengah reaksi reduksi gas  $O_2$  maka akan dihasilkan nilai potensial sel,  $E_{sel}$  positif. Jadi, hampir semua logam dapat bereaksi dengan gas  $O_2$  secara spontan.

Beberapa contoh logam yang dapat dioksidasi oleh oksigen ditunjukkan pada persamaan reaksi berikut.



### 2. Mekanisme Korosi pada Besi

Oleh karena besi merupakan bahan utama untuk berbagai konstruksi maka pengendalian korosi menjadi sangat penting. Untuk dapat mengendalikan korosi tentu harus memahami bagaimana mekanisme korosi pada besi. Korosi tergolong proses elektrokimia, seperti yang ditunjukkan pada Gambar 2.12.



Sumber: Chemistry: The Central Science, 2000

**Catatan Note**

Emas dengan potensial reduksi standar 1,5 V lebih besar dibandingkan potensial reduksi standar gas  $O_2$  (1,23 V) sehingga emas tidak terkorosi di udara terbuka. Di alam emas terdapat sebagai logam murni.

Standard potential reduction of gold is 1,5 V greater than  $O_2$  so that the corrosion wouldn't occur in the air. Gold behaves as pure metal in nature.

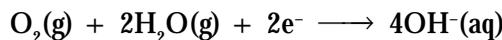
Gambar 2.12  
Proses korosi pada besi

Besi memiliki permukaan tidak halus akibat komposisi yang tidak sempurna, juga akibat perbedaan tegangan permukaan yang menimbulkan potensial pada daerah tertentu lebih tinggi dari daerah lainnya.

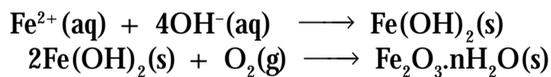
Pada daerah anodik (daerah permukaan yang bersentuhan dengan air) terjadi pelarutan atom-atom besi disertai pelepasan elektron membentuk ion  $\text{Fe}^{2+}$  yang larut dalam air.



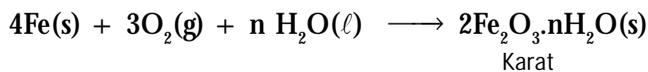
Elektron yang dilepaskan mengalir melalui besi, sebagaimana elektron mengalir melalui rangkaian luar pada sel volta menuju daerah katodik hingga terjadi reduksi gas oksigen dari udara:



Ion  $\text{Fe}^{2+}$  yang larut dalam tetesan air bergerak menuju daerah katodik, sebagaimana ion-ion melewati jembatan garam dalam sel volta dan bereaksi dengan ion-ion  $\text{OH}^{-}$  membentuk  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ .  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  yang terbentuk dioksidasi oleh oksigen membentuk karat.



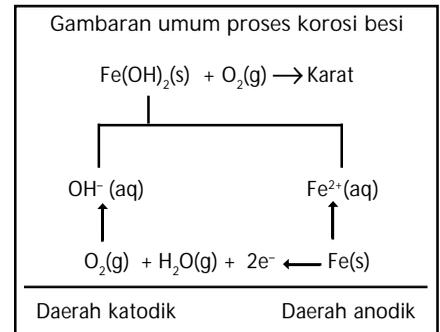
Reaksi keseluruhan pada korosi besi adalah sebagai berikut (lihat mekanisme pada Gambar 2.13):



Akibat adanya migrasi ion dan elektron, karat sering terbentuk pada daerah yang agak jauh dari permukaan besi yang terkorosi (lubang). Warna pada karat beragam mulai dari warna kuning hingga cokelat-merah bahkan sampai berwarna hitam. Warna ini bergantung pada jumlah molekul  $\text{H}_2\text{O}$  yang terikat pada karat.

### 3. Faktor-Faktor yang Memengaruhi Korosi

Berdasarkan pengetahuan tentang mekanisme korosi, Anda tentu dapat menyimpulkan faktor-faktor apa yang menyebabkan terbentuknya korosi pada logam sehingga korosi dapat dihindari.



Gambar 2.13  
Mekanisme korosi pada besi

**Kata Kunci**

- Korosi
- Daerah katodik
- Daerah anodik



## Aktivitas Kimia 2.4

### Faktor-Faktor yang Dapat Menyebabkan Korosi

Tujuan

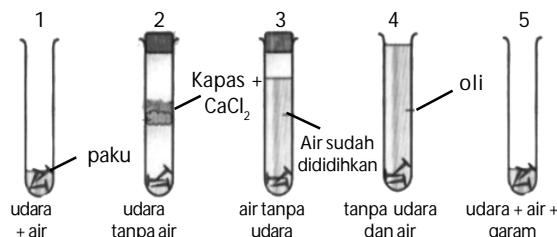
Menjelaskan faktor-faktor yang dapat menyebabkan korosi.

Alat

1. Tabung reaksi
2. Paku
3. Ampelas

Bahan

1. Air
2.  $\text{CaCl}_2$
3. Oli
4.  $\text{NaCl}$  0,5%
5. Aseton



#### Langkah Kerja

1. Sediakan 5 buah tabung. Masing-masing diisi dengan paku yang permukaannya sudah diampelas dan dibersihkan dengan aseton.
2. Tabung 1 diisi dengan sedikit air agar sebagian paku terendam air dan sebagian lagi bersentuhan dengan udara.
3. Tabung 2 diisi dengan udara tanpa uap air (tambahkan  $\text{CaCl}_2$  untuk menyerap uap air dari udara) dan tabung ditutup rapat.
4. Tabung 3 diisi dengan air tanpa udara terlarut, yaitu air yang sudah dididihkan dan tabung ditutup rapat.
5. Tabung 4 diisi dengan oli agar tidak ada udara maupun uap air yang masuk.
6. Tabung 5 diisi dengan sedikit larutan  $\text{NaCl}$  0,5% (sebagian paku terendam larutan dan sebagian lagi bersentuhan dengan udara).
7. Amati perubahan yang terjadi pada paku setiap hari selama 3 hari.

#### Pertanyaan

1. Bagaimana kondisi paku pada setiap tabung reaksi? Pada tabung manakah paku berkarat dan tidak berkarat?
2. Apa kesimpulan Anda tentang percobaan ini? Diskusikan dengan teman sekelompok Anda.

Setelah dibiarkan beberapa hari, logam besi (paku) akan terkorosi yang dibuktikan oleh terbentuknya karat (karat adalah produk dari peristiwa korosi). Korosi dapat terjadi jika ada udara (khususnya gas  $\text{O}_2$ ) dan air. Jika hanya ada air atau gas  $\text{O}_2$  saja, korosi tidak terjadi.

Adanya garam terlarut dalam air akan mempercepat proses korosi. Hal ini disebabkan dalam larutan garam terdapat ion-ion yang membantu mempercepat hantaran ion-ion  $\text{Fe}^{2+}$  hasil oksidasi.

Kekerasan karat meningkat dengan cepat oleh adanya garam sebab kelarutan garam meningkatkan daya hantar ion-ion oleh larutan sehingga mempercepat proses korosi. Ion-ion klorida juga membentuk senyawa kompleks yang stabil dengan ion  $\text{Fe}^{3+}$ . Faktor ini cenderung meningkatkan kelarutan besi sehingga dapat mempercepat korosi.

#### 4. Pengendalian Korosi

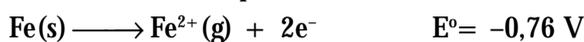
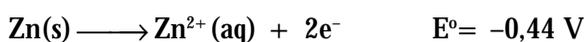
Korosi logam tidak dapat dicegah, tetapi dapat dikendalikan seminimal mungkin. Ada tiga metode umum untuk mengendalikan korosi, yaitu pelapisan (coating), proteksi katodik, dan penambahan zat inhibitor korosi.

##### a. Metode Pelapisan (*Coating*)

Metode pelapisan adalah suatu upaya mengendalikan korosi dengan menerapkan suatu lapisan pada permukaan logam besi. Misalnya, dengan pengecatan atau penyepuhan logam.

Penyepuhan besi biasanya menggunakan logam krom atau timah. Kedua logam ini dapat membentuk lapisan oksida yang tahan terhadap karat (pasivasi) sehingga besi terlindung dari korosi. Pasivasi adalah pembentukan lapisan film permukaan dari oksida logam hasil oksidasi yang tahan terhadap korosi sehingga dapat mencegah korosi lebih lanjut.

Logam seng juga digunakan untuk melapisi besi (galvanisir), tetapi seng tidak membentuk lapisan oksida seperti pada krom atau timah, melainkan berkorban demi besi. Seng adalah logam yang lebih reaktif dari besi, seperti dapat dilihat dari potensial setengah reaksi oksidasinya:



Oleh karena itu, seng akan terkorosi terlebih dahulu daripada besi. Jika pelapis seng habis maka besi akan terkorosi bahkan lebih cepat dari keadaan normal (tanpa seng).

Paduan logam juga merupakan metode untuk mengendalikan korosi. Baja stainless steel terdiri atas baja karbon yang mengandung sejumlah kecil krom dan nikel. Kedua logam tersebut membentuk lapisan oksida yang mengubah potensial reduksi baja menyerupai sifat logam mulia sehingga tidak terkorosi.

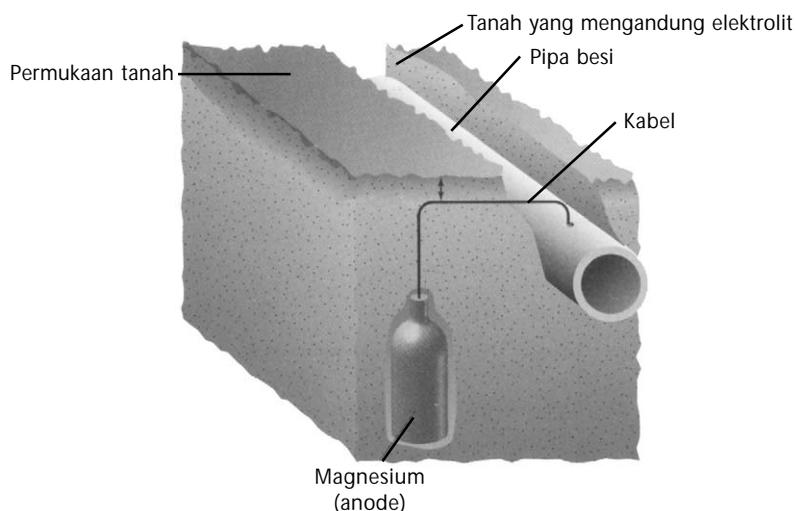
### Kegiatan Inkuiri



Aluminium memiliki potensial oksidasi lebih tinggi daripada besi, tetapi mengapa aluminium banyak digunakan sebagai rangka atau peralatan dan tidak tampak terkorosi sebagaimana besi?

#### b. Proteksi Katodik

Proteksi katodik adalah metode yang sering diterapkan untuk mengendalikan korosi besi yang dipendam dalam tanah, seperti pipa ledeng, pipa Pertamina, dan tanki penyimpanan BBM. Logam reaktif seperti magnesium dihubungkan dengan pipa besi. Oleh karena logam Mg merupakan reduktor yang lebih reaktif dari besi, Mg akan teroksidasi terlebih dahulu. Jika semua logam Mg sudah menjadi oksida maka besi akan terkorosi. Proteksi katodik ditunjukkan pada Gambar 2.14.

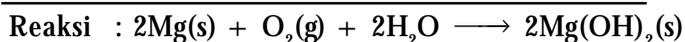
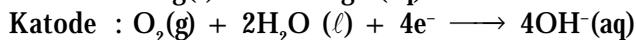
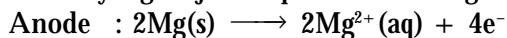


Sumber: Chemistry: The Central Science, 2000

Gambar 2.14

Proses katodik dengan menggunakan logam Mg.

Reaksi yang terjadi dapat ditulis sebagai berikut.



Oleh sebab itu, logam magnesium harus selalu diganti dengan yang baru dan selalu diperiksa agar jangan sampai habis karena berubah menjadi hidroksidanya.

### Kata Kunci

- Coating (pelapisan)
- Proteksi katodik
- Pasivasi
- Galvanisir

### c. Penambahan Inhibitor

Inhibitor adalah zat kimia yang ditambahkan ke dalam suatu lingkungan korosif dengan kadar sangat kecil (ukuran ppm) guna mengendalikan korosi. Inhibitor korosi dapat dikelompokkan berdasarkan mekanisme pengendaliannya, yaitu inhibitor anodik, inhibitor katodik, inhibitor campuran, dan inhibitor teradsorpsi.

#### 1) Inhibitor anodik

Inhibitor anodik adalah senyawa kimia yang mengendalikan korosi dengan cara menghambat transfer ion-ion logam ke dalam air. Contoh inhibitor anodik yang banyak digunakan adalah senyawa kromat dan senyawa molibdat.

#### 2) Inhibitor katodik

Inhibitor katodik adalah senyawa kimia yang mengendalikan korosi dengan cara menghambat salah satu tahap dari proses katodik, misalnya penangkapan gas oksigen (oxygen scavenger) atau pengikatan ion-ion hidrogen. Contoh inhibitor katodik adalah hidrazin, tannin, dan garam sulfit.

#### 3) Inhibitor campuran

Inhibitor campuran mengendalikan korosi dengan cara menghambat proses di katodik dan anodik secara bersamaan. Pada umumnya inhibitor komersial berfungsi ganda, yaitu sebagai inhibitor katodik dan anodik. Contoh inhibitor jenis ini adalah senyawa silikat, molibdat, dan fosfat.

#### 4) Inhibitor teradsorpsi

Inhibitor teradsorpsi umumnya senyawa organik yang dapat mengisolasi permukaan logam dari lingkungan korosif dengan cara membentuk film tipis yang teradsorpsi pada permukaan logam. Contoh jenis inhibitor ini adalah merkaptobenzotiazol dan 1,3,5,7-tetraazaadamantane.

## Kata Kunci

- Inhibitor korosi
- Lingkungan korosif

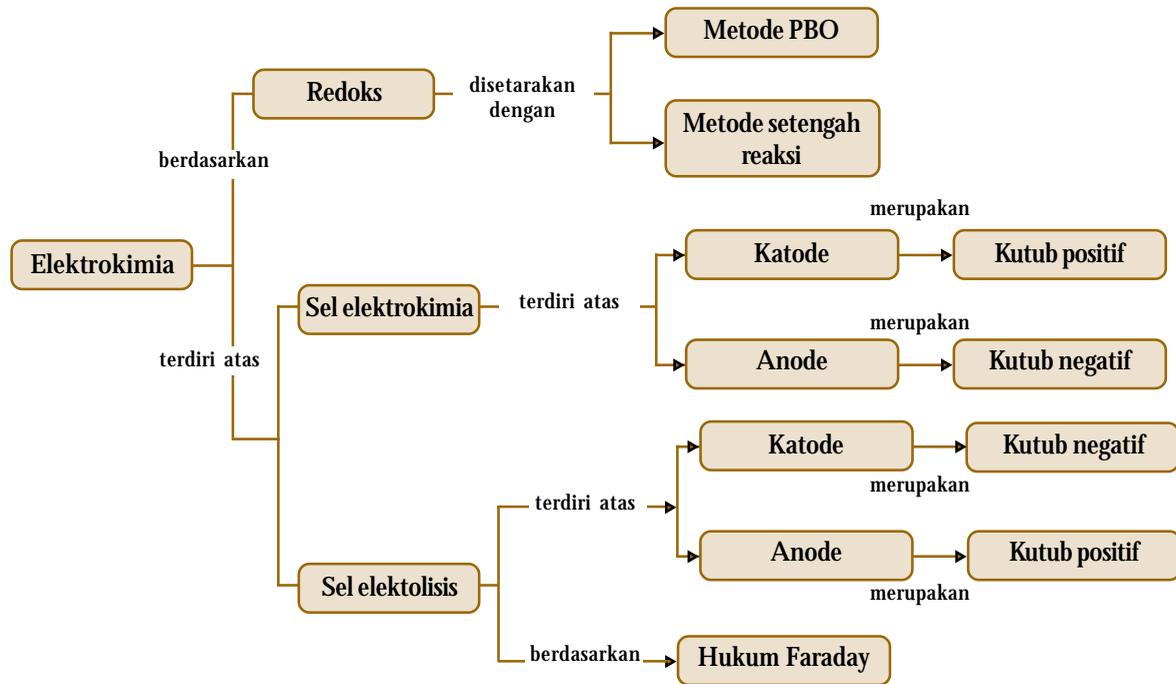
## Tes Kompetensi Subbab D

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Mengapa besi teroksidasi sangat lambat? Jelaskan. (Gunakan data potensial sel)
2. Adakah persamaan antara proses korosi besi dan sel volta? Jelaskan.
3. Mengapa logam besi berperan sebagai katode jika dihubungkan dengan logam magnesium atau seng? Jelaskan.
4. Apa yang dimaksud dengan inhibitor? Bagaimana kerja dari masing-masing inhibitor?

## Rangkuman

1. Persamaan reaksi redoks dapat disetarakan dengan metode bilangan oksidasi dan metode setengah-reaksi, yang memisahkan reaksi menjadi dua bagian reaksi.
2. Elektrokimia adalah bidang kimia yang mengkaji energi listrik dalam reaksi kimia.
3. Sel volta adalah sel elektrokimia yang mengubah reaksi redoks menjadi energi listrik. Sel volta disusun dari dua elektrode yang dihubungkan secara internal melalui jembatan garam dan secara eksternal melalui rangkaian kabel yang dapat dihubungkan dengan lampu listrik atau voltmeter.
4. Dalam sel volta, oksidasi terjadi pada anode dan reduksi terjadi pada katode. Kutub listrik pada anode negatif dan kutub listrik pada katode positif. Jembatan garam berfungsi sebagai penghubung kedua elektrode secara internal untuk menetralkan ion-ion berlebih selama proses redoks berlangsung. Jembatan garam berisi larutan garam.
5. Potensial atau GGL sel adalah daya dorong elektron agar dapat mengalir dari anode menuju katode.
6. Potensial reduksi standar adalah potensial reduksi setengah sel yang diukur pada keadaan standar (konsentrasi 1 M, suhu 25°C, dan tekanan udara 1 atm).
7. Sebagai standar untuk pengukuran potensial sel reduksi adalah elektrode hidrogen. Berlangsung tidaknya suatu sel elektrokimia dapat diramalkan berdasarkan nilai potensial reduksi standar. Jika potensial sel elektrokimia berharga positif, reaksi dalam sel akan berlangsung spontan, sebaliknya tidak terjadi.
8. Sel elektrolisis adalah sel elektrokimia yang merupakan kebalikan dari sel volta. Dalam sel elektrolisis, energi listrik dipasok untuk mendorong reaksi redoks tidak spontan menjadi spontan.
9. Sel elektrolisis disusun dari dua elektrode (katode dan anode) dan larutan elektrolit. Di anode terjadi reaksi oksidasi dan di katode terjadi reaksi reduksi (sama dengan sel volta). Perbedaannya, dalam sel elektrolisis, kutub anode (+) dan katode (-).
10. Jumlah zat yang terendapkan pada katode, arus listrik dan waktu elektrolisis yang diperlukan dapat dihitung berdasarkan Hukum Faraday.
11. Sel elektrolisis banyak digunakan untuk pengolahan dan pemurnian logam serta pelapisan logam (electroplating).
12. Korosi pada logam terjadi akibat interaksi antara logam dan lingkungan yang bersifat korosif, yaitu lingkungan lembap dan diinduksi oleh adanya gas  $O_2$  atau  $CO_2$ .
13. Korosi tidak dapat dicegah, tetapi dapat dikendalikan, baik dengan cara pelapisan logam (coating), proteksi katodik, maupun penambahan inhibitor.
14. Inhibitor adalah zat kimia yang ditambahkan ke dalam lingkungan yang korosif dengan konsentrasi relatif sedikit untuk mengendalikan korosi.



### Refleksi

Apakah Anda merasa kesulitan dalam memahami materi di Bab 2 ini? Bagian manakah dari materi Bab 2 ini yang tidak Anda kuasai? Jika Anda merasa kesulitan, diskusikan dengan teman atau guru Anda.

Pada bab ini Anda telah mempelajari reaksi redoks dan prinsip elektrokimia (sel volta), yang dapat menguatkan pemahaman Anda terhadap penyetaraan reaksi redoks baik dengan metode perubahan bilangan oksidasi maupun dengan metode setengah reaksi. Dengan menggunakan prosedur yang sudah baku, Anda juga dapat menerapkan beberapa aplikasi teknologi yang berkaitan dengan proses penyediaan energi.

Pada bab ini juga Anda dapat memahami prinsip elektrolisis. Aplikasi sel elektrolisis di antaranya berguna untuk pengendalian korosi dengan berbagai cara, seperti pelapisan logam (coating), proteksi katodik, dan penambahan inhibitor. Pemahaman konsep redoks dapat memperkirakan apakah suatu reaksi berlangsung spontan atau tidak.

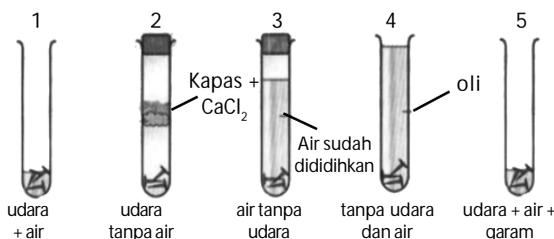
Tahukah Anda manfaat lainnya dari mempelajari reaksi redoks dan elektrokimia?



13. Sel volta disusun dari elektrode karbon dalam larutan  $\text{Fe}^{2+}$  sebagai anode dan elektrode hidrogen standar sebagai katode. Penulisan lambang yang tepat untuk sel ini adalah ....
- $\text{Fe(s)} \mid \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \mid \text{H}^+(\text{aq}) \mid \text{H}_2(\text{g}) \mid \text{Pt}$
  - $\text{Fe}^{2+}(\text{s}) \mid \text{Fe(s)} \mid \text{H}^+(\text{aq}) \mid \text{H}_2(\text{g}) \mid \text{Pt}$
  - $\text{C(s)} \mid \text{Fe}^{2+}(\text{aq}), \text{Fe}^{3+} \mid \text{H}^+(\text{aq}) \mid \text{H}_2(\text{g}) \mid \text{Pt}$
  - $\text{C(s)} \mid \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \mid \text{H}_2(\text{s}) \mid \text{H}^+(\text{aq}) \mid \text{Pt}$
  - $\text{C(s)} \mid \text{Fe}^{2+}(\text{aq}), \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \mid \text{Pt} \mid \text{H}_2(\text{g}) \mid \text{H}^+(\text{aq})$
14. Zat yang dapat mereduksi  $\text{Ag}^+$  menjadi Ag, tetapi tidak dapat mereduksi  $\text{Ni}^{2+}$  menjadi Ni adalah ....
- Zn
  - Pb
  - Mg
  - Cd
  - Al
15. Potensial reduksi standar Cu, Ni, dan Zn berturut-turut 0,34 volt, -0,25 volt, dan -0,76 volt. Potensial sel volta paling besar diperoleh jika ....
- Cu sebagai katode, Zn sebagai anode
  - Cu sebagai katode, Ni sebagai anode
  - Ni sebagai katode, Zn sebagai anode
  - Ni sebagai katode, Cu sebagai anode
  - Zn sebagai katode, Cu sebagai anode
16. UMPTN 1999 A:  
Diketahui:  
 $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ni(s)} \quad E^\circ = -0,25 \text{ V}$   
 $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb(s)} \quad E^\circ = -0,13 \text{ V}$   
Potensial standar sel volta yang tersusun dari elektrode Ni dan Pb adalah ....
- 0,38 volt
  - 0,12 volt
  - +0,12 volt
  - +0,25 volt
  - +0,25 volt
17. Perhatikan potensial reduksi standar berikut.  
 $\text{I}_2(\text{s}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{I}^-(\text{aq}) \quad E^\circ = 0,54 \text{ V}$   
 $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \quad E^\circ = 0,76 \text{ V}$   
 $\text{Br}_2(\text{l}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Br}^-(\text{aq}) \quad E^\circ = 1,07 \text{ V}$   
Pasangan yang dapat bereaksi adalah ....
- $\text{Fe}^{2+}, \text{Br}_2$
  - $\text{Fe}^{3+}, \text{Br}_2$
  - $\text{Fe}^{2+}, \text{Br}^-$
  - $\text{Fe}^{2+}, \text{I}^-$
  - $\text{I}_2, \text{Br}^-$
18. Ebtanas 1999:  
Diketahui potensial reduksi standar untuk:  
 $\text{Fe}^{3+} \mid \text{Fe}^{2+} = +0,77 \text{ V}; \text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn} = -0,76 \text{ V}; \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu} = +0,34 \text{ V}; \text{Mg}^{2+} \mid \text{Mg} = -2,37 \text{ V}$ .  
Reaksi yang memiliki potensial terbesar adalah ....
- $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$
  - $\text{Zn(s)} + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
  - $\text{Mg(s)} + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
  - $\text{Cu(s)} + \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Mg(s)}$
  - $2\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$
19. Potensial sel  $\text{Zn(s)} \mid \text{Zn}^{2+}(1\text{M}) \mid \text{Pb}^{2+}(1\text{M}) \mid \text{Pb(s)}$  adalah ... (lihat tabel potensial reduksi standar)
- 0,889 volt
  - 0,637 volt
  - 0,511 volt
  - 0,637 volt
  - 0,889 volt
20. Potensial elektrode standar reaksi reduksi adalah sebagai berikut.  
 $\text{Zn(aq)} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn(s)} \quad E^\circ = -0,76 \text{ V}$   
 $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag(s)} \quad E^\circ = +0,80 \text{ V}$   
GGL sel yang dibentuk dari seng dan perak adalah .... (dalam satuan volt)
- $0,80 + (-0,76)$
  - $0,80 - (-0,76)$
  - $(2 \times 0,80) + (-0,76)$
  - $(2 \times 0,80) - (-0,76)$
  - $(2 \times 0,76) - 0,80$
21. Pada sel elektrolisis berlaku ....
- oksidasi terjadi pada katode
  - anode bermuatan negatif
  - migrasi kation menuju elektrode positif
  - elektrode yang dihubungkan dengan terminal positif baterai dinamakan katode
  - reduksi berlangsung di katode
22. Jika larutan  $\text{MgCl}_2$  dielektrolisis, zat yang akan terbentuk di anode adalah....
- $\text{Mg(s)}$
  - $\text{Cl}_2(\text{g})$
  - $\text{H}_2(\text{g})$
  - $\text{O}_2(\text{g})$
  - $\text{HClO}$
23. Pada proses elektrolisis larutan  $\text{NaOH}$  dengan elektrode Pt, reaksi kimia yang terjadi pada katode adalah ....
- $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na(s)}$
  - $4\text{OH}^-(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{e}^-$
  - $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$
  - $2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$
  - $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 4\text{H}^+(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{e}^-$
24. UMPTN 1995 B:  
Oksidasi satu mol ion  $\text{CN}^-$  menjadi ion  $\text{CNO}^-$  memerlukan muatan listrik sebanyak ....
- 1 F
  - 2 F
  - 3 F
  - 4 F
  - 6 F
25. Diketahui data potensial reduksi standar:
- $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \quad E^\circ = +0,77 \text{ V}$
  - $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu(s)} \quad E^\circ = +0,34 \text{ V}$
  - $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb(s)} \quad E^\circ = -0,13 \text{ V}$
  - $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \quad E^\circ = +0,50 \text{ V}$
- Berdasarkan data tersebut, urutan yang terlebih dahulu dielektrolisis pada katode adalah ....

- A. 1, 2, 3, 4  
 B. 1, 3, 4, 2  
 C. 1, 4, 2, 3  
 D. 1, 4, 3, 2  
 E. 1, 3, 2, 4
26. UMPTN 1997 A:  
 Untuk mereduksi 60 g ion  $\text{Ca}^{2+}$  menjadi Ca ( $A_r \text{ Ca} = 40$ ) diperlukan ....  
 A. 1,0 F                      D. 3,0 F  
 B. 1,5 F                      E. 4,0 F  
 C. 2,0 F
27. Pada percobaan elektrolisis, perbandingan tetapan Faraday terhadap tetapan Avogadro adalah ....  
 A. jumlah mol elektron  
 B. jumlah elektron  
 C. muatan elektron  
 D. muatan satu mol elektron  
 E. muatan pada ion
28. Pada elektrolisis  $\text{CdSO}_4$  menggunakan elektrode karbon terbentuk endapan Cd sebanyak 2 g di katode ( $A_r \text{ Cd} = 112$ ). Volume  $\text{O}_2$  yang terbentuk di anode pada STP adalah ....  
 A. 0,2 L  
 B. 0,4 L  
 C. 0,5 L  
 D. 0,6 L  
 E. 0,8 L
29. Dua buah sel masing-masing berisi larutan  $\text{NiCl}_2$  dan  $\text{AgNO}_3$  dihubungkan secara seri. Jika selama elektrolisis pada sel kedua terbentuk 0,54 gram perak ( $A_r \text{ Ag} = 108$ ) maka massa nikel ( $A_r \text{ Ni} = 59$ ) yang terbentuk pada sel pertama adalah ....  
 A. 147,5 mg  
 B. 295,0 mg  
 C. 442,5 mg  
 D. 590,0 mg  
 E. 737,5 mg
30. Pada elektrolisis, jumlah arus listrik pada waktu tertentu dapat mengendapkan 0,01 mol Ag. Jika jumlah arus listrik dan waktu yang sama dialirkan ke dalam larutan  $\text{Cu}^{2+}$  maka logam Cu yang diendapkan sebanyak ....  
 A. 0,001 mol  
 B. 0,005 mol  
 C. 0,010 mol  
 D. 0,02 mol  
 E. 0,10 mol

31. UMPTN 1998 B:  
 Perkaratan besi pada suhu kamar dipengaruhi oleh adanya ....  
 A. oksigen saja  
 B. air dan nitrogen  
 C. oksigen dan air  
 D. air dan argon  
 E. air saja
32. Aluminium walaupun tergolong logam reaktif, tetapi tidak bereaksi dengan oksigen dari udara. Hal ini disebabkan ....  
 A. dilindungi oleh sejumlah kecil pengotornya  
 B. oksidanya membentuk lapisan pelindung yang kuat pada logam  
 C. gas  $\text{N}_2$  dan  $\text{CO}_2$  di udara melindungi oksidasi aluminium  
 D. membentuk lapisan pelindung melalui reaksi dengan belerang di udara  
 E. aluminium tergolong logam mulia
33. Gambar berikut menunjukkan pembentukan korosi pada besi.



Percobaan yang terjadi korosi adalah ....

- A. 1 dan 3                      D. 1 dan 5  
 B. 2 dan 4                      E. 2 dan 5  
 C. 3 dan 5
34. Untuk menghambat korosi, pipa besi yang dipendam dalam tanah dihubungkan dengan logam yang lebih reaktif, seperti Mg. Pada sistem ini ....  
 A. elektron mengalir dari Fe ke Mg  
 B. Mg mengalami oksidasi  
 C. Fe berfungsi sebagai anode  
 D. Fe melepaskan elektron  
 E. Mg berfungsi sebagai katode
35. Jenis inhibitor yang mengendalikan korosi dengan cara menangkap gas  $\text{O}_2$  adalah inhibitor ....  
 A. katodik  
 B. anodik  
 C. campuran  
 D. adsorpsi  
 E. coating

B. Jawablah pertanyaan berikut dengan benar.

1. Setarakanlah reaksi redoks berikut dalam suasana asam menggunakan metode setengah reaksi.
  - a.  $\text{Cu(s)} + \text{HNO}_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO(g)}$
  - b.  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Cl}_2(\text{g})$
  - c.  $\text{Pb(s)} + \text{PbO}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \longrightarrow \text{PbSO}_4(\text{s})$
  - d.  $\text{Mn}^{2+} + \text{NaBiO}_3(\text{s}) \longrightarrow \text{Bi}^{3+} + \text{MnO}_4^-$
  - e.  $\text{H}_3\text{AsO}_4(\text{aq}) + \text{Zn(s)} \longrightarrow \text{AsH}_3(\text{s}) + \text{Zn}^{2+}$
  - f.  $\text{Br}^- + \text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{Br}_2(\ell) + \text{Mn}^{2+}$
  - g.  $\text{CH}_3\text{OH(aq)} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow \text{CH}_2\text{O(aq)} + \text{Cr}^{3+}$
2. Setarakanlah reaksi redoks berikut dalam suasana basa menggunakan metode setengah reaksi.
  - a.  $\text{Al(s)} + \text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{Al(OH)}_4^-$
  - b.  $\text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{ClO}^-$
  - c.  $\text{NO}_2^- + \text{Al(s)} \longrightarrow \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{AlO}_2^-$
  - d.  $\text{MnO}_4^- + \text{S}_2^- \longrightarrow \text{MnS(s)} + \text{S(g)}$
  - e.  $\text{CN}^- + \text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{CNO}^- + \text{MnO}_2(\text{s})$
3. Gas klor pertama kali dibuat oleh Scheele tahun 1774 melalui oksidasi asam klorida dengan mangan(IV) oksida. Reaksinya:  
$$\text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{MnO}_2(\text{s}) \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{MnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{Cl}_2(\text{g})$$
Setarakanlah reaksi tersebut dengan metode PBO.
4. Mengapa nilai potensial sel merupakan kekuatan relatif yang harganya tidak mutlak?
5. Sel volta tersusun atas elektrode seng dalam larutan seng sulfat dan elektrode nikel dalam larutan nikel sulfat. Setengah reaksinya adalah  
$$\text{Zn(s)} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$$
$$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ni(s)}$$
Gambarkan diagram sel, kemudian tunjukkan anode, katode, arah aliran elektron, dan gerakan kation.
6. Hitunglah potensial sel yang diperoleh dari sel pada  $25^\circ\text{C}$  menggunakan elektrode di mana  $\text{I}^-(\text{aq})$  dihubungkan dengan  $\text{I}_2(\text{s})$  dan elektrode lain dengan logam krom yang dicelupkan ke dalam larutan  $\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$ .
7. Ketika besi berkarat, permukaan logam berperan sebagai anode sel volta. Mengapa logam besi menjadi katode dari sel volta jika dihubungkan dengan logam Mg atau Zn? Jelaskan.
8. Tentukanlah produk elektrolisis larutan LiBr dan hitunglah massa setiap produk yang dibentuk melalui elektrolisis untuk 1 jam dengan arus 2,5 A.