

# BAB 3

## ELEKTROLISIS

### Tujuan Pembelajaran

Setelah belajar bab ini, kalian diharapkan mampu:

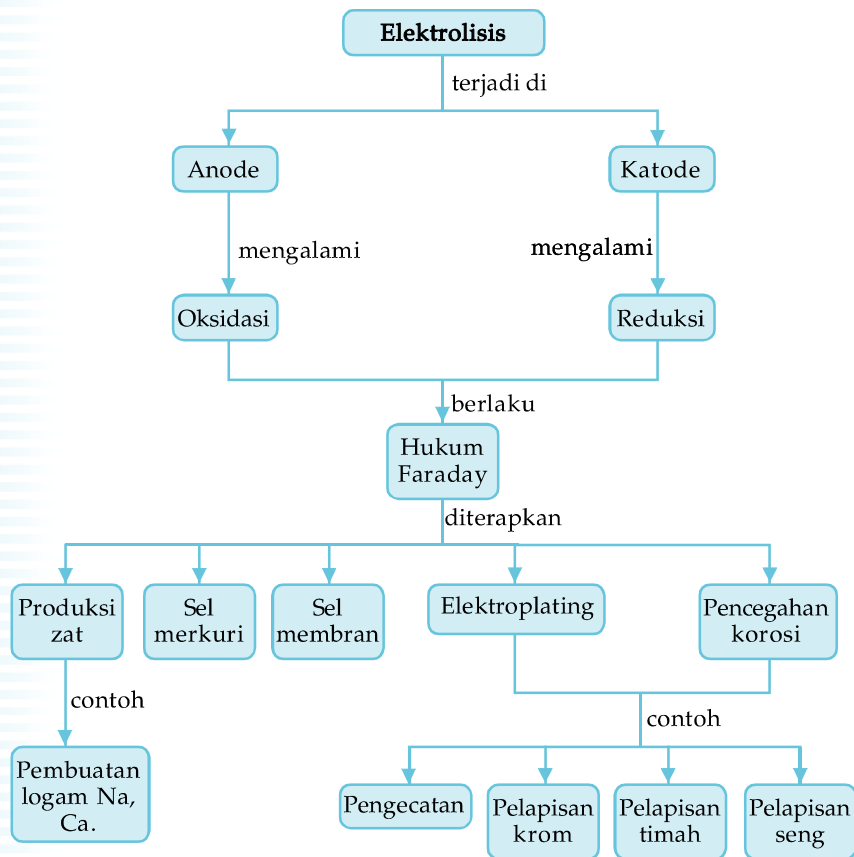
- memahami reaksi reduksi dan oksidasi yang terjadi di sel elektrolisis.



Sumber: Dokumentasi Penerbit

Pernahkah kalian melihat tumpukan kaleng bekas? Apa yang terjadi pada kaleng-kaleng tersebut jika dibiarkan di tempat terbuka? Pasti kaleng tersebut akan berkarat. Ini berarti kaleng mengalami korosi. Kalian akan memahami korosi lebih jauh pada bab ini.

## Peta Konsep



### Kata Kunci

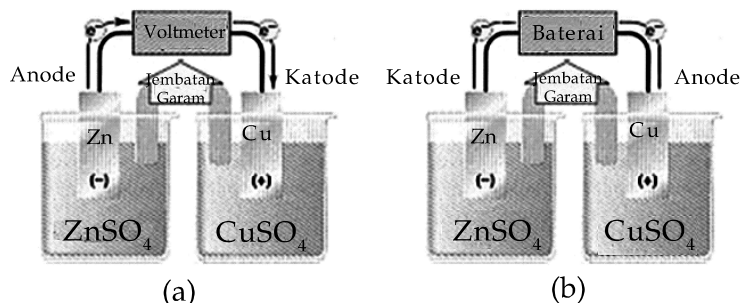
- Elektrolisis
- Hukum *Faraday*
- Elektroplating

### Prasyarat Pembelajaran

Coba kalian perhatikan pagar rumah di sekitar kalian. Pagar-pagar tersebut banyak yang terbuat dari besi dan dicat supaya kelihatan bagus. Apa tujuan dari pengecatan pagar selain membuat pagar kelihatan bagus? Jelaskan.

## A. Sel Elektrolisis

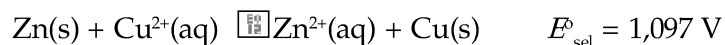
Elektrolisis adalah reaksi redoks yang tidak bisa berlangsung spontan. Sel elektrolisis menggunakan listrik untuk melangsungkan reaksinya. Hal ini kebalikan dari sel Volta yang berlangsung spontan dan menghasilkan energi listrik.



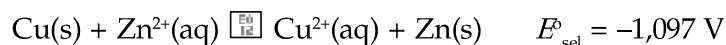
**Gambar 3.1**  
Perbedaan sel volta dengan sel elektrolisis.  
a. sel Volta  
b. sel elektrolisis

Sumber: *General Chemistry, Hill J. W, Petrucci R. H, McCreary T. W, dan Perry S. S*

Pada Gambar 3.1(a) terlihat jika sel *Volta* dibiarkan berfungsi secara spontan, maka elektron akan mengalir dari seng ke tembaga dan reaksi yang terjadi sebagai berikut.



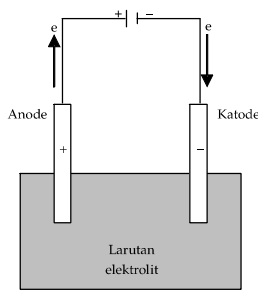
Jika elektrode dihubungkan dengan arus searah pada Gambar 3.1, maka elektron mengalir berlawanan arah. Energi listrik digunakan untuk menghasilkan perubahan kimia yang tidak berlangsung secara spontan dalam reaksi elektrolisis. Reaksi dalam sel elektrolisis yang terjadi merupakan kebalikan dari reaksi sel *Volta* di atas.



Jika perbedaan potensial melebihi 1,097 V digunakan pada sel elektrolisis pada Gambar 3.1(b) dengan seng sebagai katode dan tembaga sebagai anode, maka reaksi elektrolisis tersebut dapat terjadi. Perhitungan yang sama dapat dibuat untuk reaksi elektrolisis yang lain. Tetapi pada kenyataannya, diperlukan beda potensial yang cukup nyata agar reaksi dapat berlangsung. Tambahan potensial ini disebut **overpotensial** (*overvoltage*). Overpotensial disebabkan adanya interaksi antara elektrode dan bagian yang terdapat dalam reaksi elektrode. Overpotensial ini umumnya terjadi jika reaksinya melibatkan gas, sehingga besarnya overpotensial bergantung pada jenis spesi yang terlibat

Gambar 3.2

Skema susunan sel elektrolisis.



dalam reaksi elektrolisis dan jenis elektrode yang digunakan.

### 1. Susunan sel elektrolisis

Sel elektrolisis tersusun atas sebuah wadah, elektrode, elektrolit, dan sumber arus searah. Pada sel elektrolisis tidak memerlukan jembatan garam. Sel elektrolisis disusun sesuai Gambar 3.2.

Muatan elektrode berbeda dengan sel *Volta*. Coba kalian ingat kembali katode dan anode dalam sel *Volta*. Pada sel elektrolisis katode bermuatan negatif dan anode bermuatan positif. Reaksi yang terjadi sama seperti pada sel *Volta*, yaitu reaksi reduksi pada katode dan reaksi oksidasi pada anode. Elektron mengalir memasuki larutan melalui kutub negatif (katode). Spesi tertentu dalam larutan menyerap elektron dari katode dan mengalami reduksi. Spesi yang lain melepaskan elektron di anode dan mengalami oksidasi.

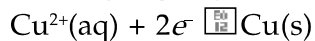
### 2. Reaksi-reaksi di katode

Reaksi elektrolisis yang terjadi di katode bergantung pada jenis kation dalam larutan. Jika kation berasal dari logam-logam aktif (logam golongan IA, golongan IIA, Al, dan Mn), di mana potensial elektrode logam tersebut lebih negatif daripada air, maka yang tereduksi adalah air. Jika kationnya selain logam yang telah disebutkan di atas, maka yang akan tereduksi adalah kationnya.

Contoh

Elektrolisis larutan  $\text{CuSO}_4$  yang tereduksi adalah ion  $\text{Cu}^{2+}$ .

Reaksi yang terjadi di katode adalah sebagai berikut.



### 3. Reaksi-reaksi di anode

Elektrode positif (anode) yang ikut bereaksi dengan melepas elektron mengalami oksidasi, hal ini tergantung dari jenis elektrodenya. Pada umumnya logam mempunyai potensial oksidasi yang lebih besar daripada air atau anion sisa asam. Jika elektrode terbuat dari elektrode *inert* seperti Pt, Au, dan grafit (C), maka reaksi anode tergantung pada jenis anion dalam larutan. Anion sisa asam oksidasi seperti  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ , dan  $\text{PO}_4^{3-}$  mempunyai potensial oksidasi lebih positif daripada air, sehingga jika terdapat anion-anion tersebut maka yang teroksidasi adalah air. Jika anion lebih mudah dioksidasi daripada air seperti  $\text{Br}^-$  dan  $\text{I}^-$ , maka anion itu akan teroksidasi.




#### Ingat Kembali

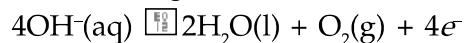
Pada sel *Volta* katode bermuatan positif dan anode bermuatan negatif.

#### Kegiatan Mandiri

Cari literatur di perpustakaan sekolah kalian tentang reaksi-reaksi elektrolisis. Buat skema reaksi-reaksi elektrolisis yang terjadi di katode dan anode. Komunikasikan dengan teman kalian.

## Contoh

-  Elektrolisis larutan  $\text{CuCl}_2$ . Reaksi yang terjadi di anode adalah sebagai berikut.

**Sejauh Mana Pemahaman Kalian ?**

Kerjakan di buku latihan kalian.

1. Tuliskan reaksi elektrosis berikut, jika menggunakan elektrode Pt.
  - a. Larutan  $\text{MgBr}_2$
  - b. Larutan  $\text{ZnSO}_4$
  - c. Lelehan  $\text{MgCl}_2$
  - d. Lelehan  $\text{Al}_2\text{O}_3$
2. Tuliskan reaksi elektrolisis larutan  $\text{AgNO}_3$  dengan katode Fe dan anode Ag.

 **Latihan 1**

Kerjakan di buku latihan kalian.

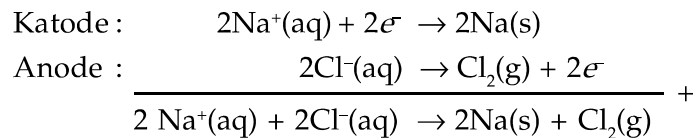
1. Apa yang dimaksud dengan elektrolisis?
  - a. Tulis reaksi yang terjadi di anode.
  - b. Tulis reaksi yang terjadi di katode.
2. Jelaskan perbedaan sel *Volta* dengan sel elektrolisis.
3. Kapan dibutuhkan overpotensial pada elektrolisis? Jelaskan.
4. Jelaskan susunan dari sel elektrolisis.
5. Kelas XII IPA-2 melakukan eksperimen elektrolisis. Zat yang digunakan adalah NaBr Cair.
  - a. Tulis reaksi yang terjadi di anode.
  - b. Tulis reaksi yang terjadi di katode.
6. Mengapa logam-logam alkali dan alkali tanah tidak dapat dibuat dengan elektrolisis larutan garam kloridanya? Jelaskan.
7. Sebutkan unsur-unsur yang dihasilkan dari elektrolisis larutan garam litium, iodium, dan seng. Jelaskan.

**B. Meramalkan Reaksi Elektrolisis**

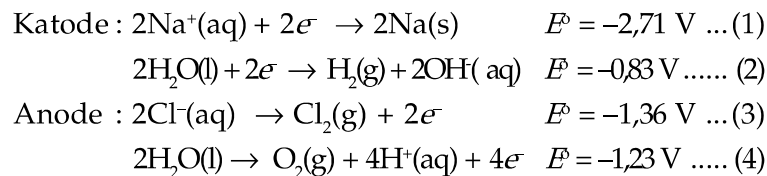
Ada beberapa faktor yang mempengaruhi hasil elektrolisis, maka dari itu dalam menuliskan reaksi elektrolisis perlu memperhatikan hal berikut.

- 1) Overpotensial. Overpotensial umumnya terjadi jika reaksinya melibatkan gas. Misalnya overpotensial pada penggunaan sel dengan  $\text{H}_2(\text{g})$  pada katode raksa kira-kira 1,5 V, sedangkan pada katode platina adalah nol.
- 2) Jika zat yang dielektrolisis mengandung beberapa spesi yang mampu menjalani oksidasi dan reduksi, maka akan terjadi kompetisi reaksi pada elektrode.

Jika NaCl cair dielektrolisis dengan mengalirkan arus listrik ke dalam lelehan NaCl tersebut, maka terjadi satu reaksi oksidasi dan satu reaksi reduksi di mana NaCl(l) akan terurai menjadi logam natrium dan gas klor.



Pada elektrolisis NaCl(aq) dapat terjadi dua macam setengah-reaksi oksidasi dan dua macam setengah reaksi reduksi.



Untuk setengah reaksi oksidasi potensial elektrode pada persamaan (3) dan (4) sama besarnya. Harga yang tepat tergantung pada  $\text{Cl}^-$  dan  $\text{H}^+$ . Jika larutan NaCl dipekatkan, maka cenderung terjadi reaksi ke (3) atau pembentukan klor. Jika larutan NaCl diencerkan, maka cenderung terjadi reaksi ke (4) atau pembentukan gas oksigen.

Untuk setengah reaksi reduksi yang cenderung terjadi reaksi ke (2) atau reduksi air. Namun jika raksa digunakan sebagai katode, maka yang cenderung terjadi reaksi ke (1). Hal ini karena overpotensial gas hidrogen pada raksa tinggi.

Dari penjelasan di atas dapat disimpulkan bahwa spesi yang mengalami reduksi di katode adalah yang mempunyai potensial elektrode lebih positif. Sedangkan spesi yang mengalami oksidasi di anode adalah yang mempunyai potensial elektrode yang lebih negatif.

- 3) Elektrode *inert* atau elektrode aktif.

Elektrode yang digunakan pada elektrolisis NaCl(l) dan NaCl(aq) merupakan elektrode yang *inert*. Elektrode *inert*

adalah elektrode yang tidak terlibat dalam reaksi. Sebaliknya elektrode aktif adalah elektrode yang terlibat langsung dalam setengah reaksi, sehingga dalam meramalkan reaksinya kita harus mempertimbangkan bahan dari elektrode yang digunakan.

### Contoh

Ramalkan reaksi elektrolisis larutan  $\text{AgNO}_3$  yang dielektrolisis menggunakan

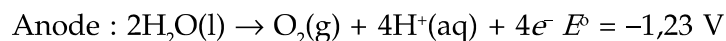
- elektrode platina,
- anode perak dan katode platina.

### Jawab

- Elektrode platina bersifat *inert* sehingga yang ada dalam larutan hanya ion  $\text{Ag}^+$ , ion  $\text{NO}_3^-$ , dan molekul air. Potensial reduksi ion perak lebih positif daripada air sehingga ion perak lebih mudah direduksi.



Karena ion  $\text{NO}_3^-$  mempunyai atom N dengan bilangan oksidasi paling tinggi (+5), maka tidak dapat dioksidasi, sehingga reaksi oksidasi yang mungkin hanya molekul air.



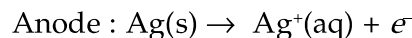
Reaksi elektrolisis yang terjadi



- Setengah-reaksi reduksi pada katode sama dengan bagian a.



Tetapi anode perak merupakan elektrode aktif, sehingga yang teroksidasi pada anode adalah perak.



Keseluruhan reaksi elektrolisis merupakan perpindahan Ag sebagai  $\text{Ag}^+$  melalui larutan dari anode ke katode.





## Sejauh Mana Pemahaman Kalian ?

Kerjakan di buku latihan kalian.

1. Ramalkan reaksi elektrolisis  $\text{NaNO}_3(\text{aq})$  dengan elektrode platina.
2. Ramalkan reaksi elektrolisis  $\text{KI}(\text{aq})$  dengan elektrode platina.

## Latihan 2

Kerjakan di buku latihan kalian.

1. Apa yang dimaksud dengan elektrode *inert*? Berikan contohnya.
2. Untuk membuat logam kalium dalam industri digunakan proses elektrolisis lelehan kalium klorida dengan elektrode karbon. Ramalkan reaksi yang terjadi pada proses elektrolisis.
3. Ramalkan reaksi elektrolisis larutan nikel sulfat dengan elektrode grafit.
4. Tulis reaksi elektrolisis dari
  - a. larutan nikel sulfat dengan elektrode tembaga,
  - b. larutan  $\text{ZrBr}_2$  dengan elektrode karbon,
  - c. larutan  $\text{NaOH}$  dengan elektrode platina,
  - d. larutan perak nitrat dengan katode platina dan anode perak

## C. Hukum Faraday

Banyaknya perubahan kimia yang dihasilkan berbanding lurus dengan jumlah listrik yang lewat. Fakta ini ditemukan oleh *Michael Faraday* pada tahun 1834. Jumlah zat pereaksi yang diperlukan atau jumlah zat yang terbentuk selama proses elektrolisis berhubungan dengan

- (1) massa molar zat,
- (2) jumlah listrik yang digunakan, dan
- (3) jumlah elektron yang dipindahkan pada reaksi elektrode.

Satuan standar listrik yang menyatakan banyaknya elektron yang melewati elektrolit adalah coulomb. Muatan satu elektron adalah sebesar  $-1,6022 \cdot 10^{19}$  C. Arus listrik dinyatakan dengan



ampere (A) yang merupakan laju aliran muatan listrik. Arus satu ampere adalah aliran satu coulomb per detik.

$$1 \text{ A} = 1 \text{ C detik}^{-1}$$

$$\text{Muatan listrik} = \text{kuat arus} \times \text{waktu}$$

**Hukum Faraday I** berbunyi:

*"Massa zat yang dilepaskan selama elektrolisis berbanding lurus dengan jumlah listrik yang digunakan"*

Jika massa zat yang dilepaskan ( $G$ ) setara dengan muatan listrik ( $Q$ ), maka

$$G \approx Q$$

$$G = i \cdot t$$

**Hukum Faraday II** berbunyi:

*"Massa zat yang dilepaskan pada elektrolisis berbanding lurus dengan massa ekuivalen zat itu"*

$$G = ME$$

Penggabungan hukum *Faraday* I dan II menghasilkan persamaan baru sebagai berikut.

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

$k$  merupakan tetapan yang ditemukan *Faraday* yaitu sebesar  $\frac{1}{96500}$ . Muatan 96500 C (lebih tepat 96487 C) sebanding dengan 1 mol elektron yang lewat. Besarnya kelistrikan ini disebut satu faraday.

Jadi, untuk mencari berat zat yang dihasilkan pada proses elektrolisis dapat menggunakan persamaan berikut.

$$G = \frac{i \cdot t}{96500} \cdot ME$$

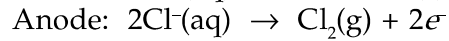
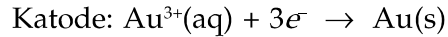
dengan  $G$  = massa zat yang dihasilkan ..... (g)  
 $i$  = kuat arus ..... (ampere (A))  
 $t$  = waktu ..... (detik)  
 $ME$  = massa ekuivalen ..... (g)



1 faraday =  
 1 mol elektron =  
 $9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$

### Contoh

1. Berapa emas dan klor yang terbentuk, jika arus listrik 10 A melewati larutan emas(III) klorida selama 6 menit? (Ar Au = 196,73; Ar Cl = 35,45). Diketahui reaksi pada elektrode.



#### Jawab

$$\text{Massa ekuivalen Au adalah } \frac{196,97}{3} = 65,66 \text{ gram}$$

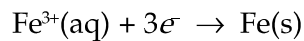
$$\text{Massa ekuivalen Cl}_2 \text{ adalah } \frac{35,45}{1} = 35,45 \text{ gram}$$

$$\begin{aligned} \text{Au yang terbentuk} &= \frac{i \times t}{96500} \times \text{ME} \\ &= \frac{10 \times 360}{96500} \times 65,66 \\ &= 2,45 \text{ gram} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Cl}_2 \text{ yang terbentuk} &= \frac{i \times t}{96500} \times \text{ME} \\ &= \frac{10 \times 360}{96500} \times 35,45 \\ &= 1,32 \text{ gram} \end{aligned}$$

Jadi, emas yang terbentuk 2,45 g dan klor yang terbentuk 1,32 g.

2. Berapa waktu yang diperlukan untuk mengendapkan 5,60 gram besi dalam larutan besi (III) klorida dengan arus 5 A? (Ar Fe = 55,85). Diketahui reaksi pada katode:



#### Jawab

$$\text{Massa ekuivalen Fe adalah } \frac{55,85}{3} = 18,62 \text{ gram}$$

$$G = \frac{i \times t}{96500 \text{ C}} \times \text{ME}$$

$$5,6 \text{ g} = \frac{5 \text{ A} \times t}{96500 \text{ C}} \times 18,62 \text{ gram}$$

$$t = 5804$$

Jadi, waktu yang diperlukan 5804 detik.



1 A = 1 C detik<sup>-1</sup>



### Sejauh Mana Pemahaman Kalian ?

Kerjakan di buku latihan kalian.

1. Berapa menit waktu yang diperlukan dalam elektrolisis  $\text{CuSO}_4(\text{aq})$  untuk mengendapkan 1 gram Cu pada katode dengan arus sebesar 2,25 A?
2. Suatu sel elektrolit berisi  $\text{AgNO}_3(\text{aq})$  dengan elektrode platina. Jika terdapat 2,175 gram endapan  $\text{Ag}(\text{s})$  pada katode dengan elektrolisis selama 21 menit 12 detik. Hitung berapa ampere arus yang digunakan.



### Latihan 3

Kerjakan di buku latihan kalian.

1. Sebutkan faktor-faktor yang mempengaruhi jumlah zat pereaksi yang diperlukan atau jumlah zat yang terbentuk selama proses elektrolisis.
2. Pada elektrolisis larutan timah (II) klorida dengan elektrode karbon digunakan arus 1,93 A. Hitung waktu yang diperlukan untuk mendapatkan endapan 1,19 Sn. (Ar Sn =119).
3. Apa perbedaan dari hukum *Faraday* I dan II? Jelaskan.
4. Diketahui larutan  $\text{CuSO}_4$  dielektrolisis dengan arus 2,25 A selama 22,5 menit. Hitung massa endapan Cu yang dihasilkan di katode.
5. Berapa muatan elektron yang diperlukan untuk menghasilkan 25 g Cu (s) di katode dalam elektrolisis  $\text{CuSO}_4(\text{aq})$ ?

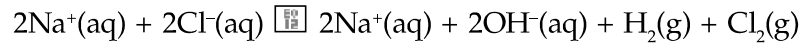
## D. Aplikasi Elektrolisis

Ada beberapa aplikasi penggunaan elektrolisis terutama dalam dunia industri. Beberapa diantaranya adalah untuk memproduksi zat-zat kimia dan untuk pemurnian logam.

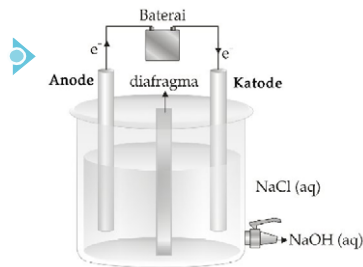
### 1. Produksi zat

Elektrolisis berperan penting dalam industri manufaktur dan pemurnian zat kimia. Beberapa zat kimia yang dapat diperoleh dengan proses elektrolisis adalah natrium, kalsium, magnesium, aluminium, tembaga, seng, perak, hidrogen, klor, fluor, natrium hidroksida, kalium dikromat, dan kalium permanganat.

Salah satu proses elektrolisis yang penting untuk keperluan komersial adalah elektrolisis larutan natrium klorida. Proses elektrolisis larutan natrium klorida disebut proses klor-alkali. Elektrolisis larutan NaCl menghasilkan natrium hidroksida di katode dan gas klor di anode. Reaksi secara keseluruhan sebagai berikut.



**Gambar 3.3**  
Sel Diafragma



Sumber: *General Chemistry, Hill J. W, Petrucci R. H, McCreary T. W, dan Perry S. S*

Permasalahan yang muncul pada proses klor-alkali adalah bagaimana menjaga agar gas klor yang terbentuk tidak kontak dengan larutan NaOH. Dalam larutan alkali  $\text{Cl}_2$  akan terdisproporsionasi menghasilkan  $\text{ClO}^-$  dan  $\text{Cl}^-$ . Untuk mencegah hal tersebut, maka ruang katode dan anode dipisahkan menggunakan sekat yang disebut sel diafragma. Sel diafragma juga menjaga bercampurnya gas hidrogen

dan gas klor, karena kedua gas tersebut dapat menyebabkan terjadinya ledakan apabila bercampur.

Sel diafragma terbuat dari suatu selaput berpori yang dapat dilalui ion-ion, namun tetap dapat menahan pencampuran larutan. Anode pada sel diafragma dibuat khusus dari logam titanium. Diafragma dan katode terdiri atas unit yang terbuat dari polimer asbes ditempatkan pada logam berpori.

Ruang katode yang dipisahkan oleh sel diafragma mengandung campuran NaOH (10-12%) dan NaCl (14-16%). Larutan dari ruang katode tersebut dipisahkan dengan penguapan dan pemurnian dengan pengkristalan natrium klorida. Hasil akhir dalam proses klor-alkali ini adalah 50% NaOH(aq) dengan 1% NaCl sebagai pengotor. Klor yang dihasilkan juga terdapat 1,5%  $\text{O}_2(\text{g})$  sebagai pengotor yang disebabkan proses oksidasi.

### Tahukah Kalian

Harga  $E^0_{\text{sel}}$  menunjukkan bahwa elektrolisis NaCl(aq) hanya memerlukan arus searah dengan tegangan lebih dari 2,19 V. Karena tahanan dalam dari sel elektrolisis dan overpotensial pada elektrode, maka diperlukan suatu tegangan yang agak lebih tinggi, yaitu sekitar 3,5 V.

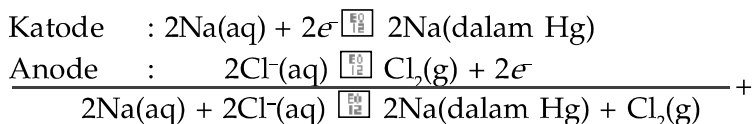
Jika sebuah arus 1 A dilewatkan melalui sel diafragma secara kontinu selama 24 jam, jumlah  $\text{Cl}_2$  yang diperoleh hanya 32 gram. Ini merupakan kecepatan produksi yang tidak berarti untuk tujuan komersial. Jika sebuah sel menghasilkan 1 ton  $\text{Cl}_2$  per hari, maka diperlukan arus sekitar 31 A. Proses elektrolisis pada industri klor-alkali memerlukan sekitar 0,5 % dari seluruh daya listrik yang diproduksi tiap tahun di Amerika Serikat.

## 2. Sel merkuri

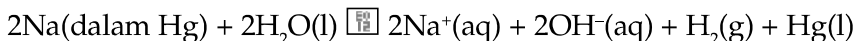
Hasil dari proses sel diafragma banyak dimanfaatkan untuk berbagai keperluan, misalnya pada pembuatan rayon memerlukan  $\text{NaOH}(\text{aq})$  dengan kemurnian yang tinggi. Suatu proses elektrolisis yang menghasilkan  $\text{NaOH}(\text{aq})$  dengan kemurnian yang lebih tinggi adalah sel merkuri.

Katode merkuri mempunyai overpotensial yang lebih tinggi untuk mereduksi  $\text{H}_2\text{O}$  menjadi  $\text{OH}^-$  dan  $\text{H}_2(\text{g})$ , sehingga reduksi yang terjadi adalah  $\text{Na}^+(\text{aq})$  menjadi  $\text{Na}(\text{l})$  yang larut dalam merkuri membentuk suatu amalgam berupa 0,5 % Na.

Reaksi yang terjadi dalam sel merkuri sebagai berikut.



Jika amalgam Na yang dikeluarkan dari sel ditambah air, maka akan terbentuk  $\text{NaOH}(\text{aq})$  dan merkuri cair dikembalikan lagi ke dalam sel elektrolisis.



Keuntungan sel merkuri dapat menghasilkan  $\text{NaOH}$  pekat dengan kemurnian tinggi. Kelemahannya adalah memerlukan energi listrik yang lebih banyak, disamping itu merkuri mempunyai dampak negatif terhadap lingkungan.

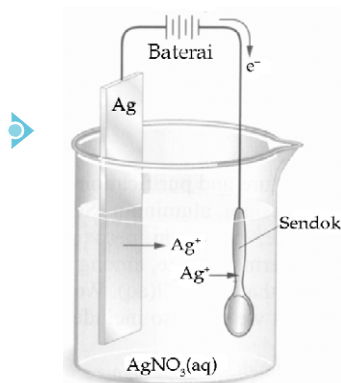
## 3. Sel membran

Proses klor-alkali yang ideal adalah efisien dari segi energi dan tidak membahayakan lingkungan. Jenis sel yang memberikan keuntungan ini adalah sel membran. Sel membran sama dengan sel diafragma, hanya saja diafragma berpori diganti dengan suatu membran penukar kation dari polimer.

## 4. Elektroplating

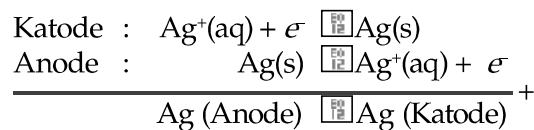
Elektroplating (penyepuhan) merupakan proses elektrolisis yang dapat digunakan untuk melapisi logam dengan logam lainnya. Elektroplating dimanfaatkan untuk melindungi logam dari korosi dan memperbaiki penampilan benda. Biasanya benda yang disepuh terbuat dari logam yang murah seperti besi lalu disepuh dengan logam yang mahal seperti emas dan perak. Harga produk akhir menjadi jauh lebih mahal jika logam tersebut disepuh. Contoh jam tangan yang dilapisi dengan emas atau sendok yang dilapisi dengan perak melalui proses elektroplating.

**Gambar 3.4**  
Elektroplating  
sendok dengan  
perak.



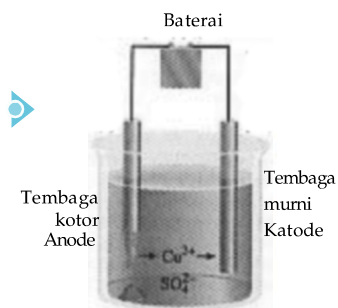
Sumber: *General Chemistry, Hill J. W, Petrucci R. H, Mc Creary T. W, dan Perry S. S*

Proses elektroplating perak dapat dilihat pada Gambar 3.4. Sendok dari besi yang akan dilapisi dengan perak diletakkan sebagai katode, sedangkan sepotong logam perak murni sebagai anode. Reaksi yang terjadi sebagai berikut.

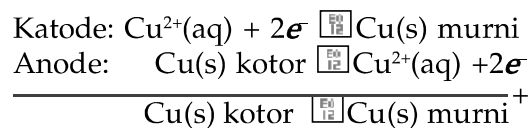


Pada industri skala besar elektroplating digunakan untuk proses pemurnian logam tembaga. Tembaga dengan kemurnian tinggi sangat diperlukan terutama jika digunakan sebagai penghantar listrik (kabel), karena pengotor dapat mengurangi konduktivitas listrik tembaga. Tembaga kotor sebagai anode, sedangkan lembar tipis tembaga murni sebagai katode. Proses secara keseluruhan merupakan transfer atom tembaga dari anode ke katode.

**Gambar 3.5**  
Elektrolisis  
pemurnian  
tembaga



Sumber: *General Chemistry, Hill J. W, Petrucci R. H, Mc Creary T. W, dan Perry S. S*



Tembaga teroksidasi lebih cepat daripada perak dan emas. Logam tersebut biasanya merupakan pengotor tembaga yang mengumpul di bawah anode pada sel elektrolisis. Kumpulan logam berharga tersebut disebut lumpur-anode yang biasanya cukup untuk membayar biaya pemurnian (*electrorefining*) tembaga.

## E. Korosi

Korosi adalah reaksi redoks antara suatu logam dengan senyawa lain yang terdapat di lingkungannya (misal air dan udara) dan menghasilkan senyawa yang tidak dikehendaki. Peristiwa korosi kita kenal dengan istilah perkaratan. Korosi ini telah mengakibatkan kerugian bermilyar rupiah setiap tahunnya. Biasanya logam yang paling banyak mengalami korosi adalah besi.

Korosi terjadi melalui reaksi redoks, di mana logam mengalami oksidasi, sedangkan oksigen mengalami reduksi. Karat logam umumnya berupa oksida atau karbonat. Karat pada besi berupa zat yang berwarna cokelat-merah dengan rumus kimia  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ . Oksida besi (karat) dapat mengelupas, sehingga secara bertahap permukaan yang baru terbuka itu mengalami korosi. Berbeda dengan aluminium, hasil korosi berupa  $\text{Al}_2\text{O}_3$  membentuk lapisan yang melindungi lapisan logam dari korosi selanjutnya. Hal ini dapat menerangkan mengapa panci dari besi lebih cepat rusak jika dibiarkan, sedangkan panci dari aluminium lebih awet.

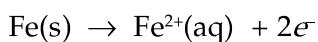


**Gambar 3.6**

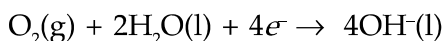
Korosi menyebabkan banyak kerugian seperti terjadi pada mobil tua ini.

Sumber: *General Chemistry, Hill J. W, Petrucci R. H, McCreary T. W, dan Perry S. S*

Korosi secara keseluruhan merupakan proses elektrokimia. Pada korosi besi, bagian tertentu dari besi sebagai anode, di mana besi mengalami oksidasi.



Elektron yang dibebaskan dalam oksidasi akan mengalir ke bagian lain untuk mereduksi oksigen.



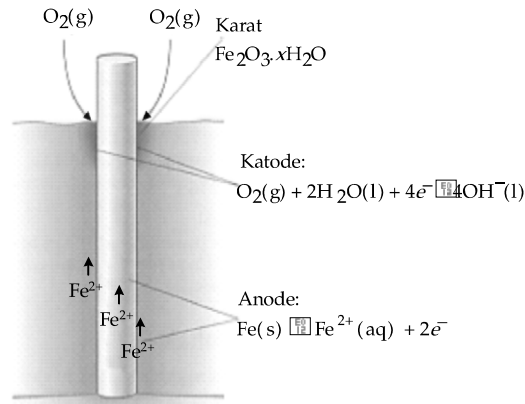
Ion besi(II) yang terbentuk pada anode akan teroksidasi membentuk besi(III) yang kemudian membentuk senyawa oksida terhidrasi  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  yang disebut karat.

### 1. Faktor-faktor penyebab korosi besi

Penyebab utama korosi besi adalah oksigen dan air. Proses korosi pada besi dapat dilihat pada Gambar 3.7. Kalian dapat mempelajari lebih lanjut faktor-faktor penyebab korosi dengan melakukan aktivitas berikut.

Gambar 3.7

Skema yang menggambarkan proses korosi pada besi.



Sumber: *General Chemistry*, Hill J. W, Petrucci R. H, McCreary T. W, dan Perry S. S



## Aktivitas Kimia

### Mempelajari korosi pada besi

#### Alat

- tabung reaksi
- pemanas air
- amplas

#### Bahan

- paku
- kapas
- air
- minyak tanah
- aquades
- $\text{CaCl}_2$  (higroskopis atau menyerap air)

#### Cara kerja

1. Ambil 4 tabung reaksi dan beri nomor 1 sampai 4.
2. Tabung 1, masukkan 5 ml aquades.
3. Tabung 2, masukkan 2 gram kristal  $\text{CaCl}_2$ , di atasnya diletakkan kapas kering.
4. Tabung 3, masukkan air yang sudah dididihkan hingga penuh.
5. Tabung 4, masukkan 10 ml minyak tanah (lebih tinggi dari tinggi paku).
6. Amplas 4 batang paku hingga bersih, kemudian masukkan ke dalam masing-masing tabung.
7. Tutup tabung 2 dan 3 dengan sumbat karet hingga rapat
8. Simpan semua tabung selama 2 hari, kemudian amati apa yang terjadi.



### Hasil pengamatan

Buat dan lengkapi tabel berikut pada buku kerja kalian.

Tabung	Pengamatan (berkarat/tidak)
Tabung 1	....
Tabung 2	....
Tabung 3	....
Tabung 4	....

### Evaluasi dan kesimpulan

Kerjakan di buku kerja kalian.

1. Apa paku pada tabung yang terjadi perkaratan terdapat oksigen dan air?
2. Apakah paku pada tabung yang tidak terjadi perkaratan tidak terdapat oksigen dan air?
3. Tulis kesimpulan apa yang kalian peroleh dari kegiatan ini dan diskusikan dengan teman kalian.

## 2. Teknik pencegahan korosi besi

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

Cara pencegahan korosi pada besi dapat dilakukan sebagai berikut.

#### a. Pengecatan

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

#### b. Dibalut plastik

Plastik mencegah besi kontak dengan air dan udara. Peralatan rumah tangga biasanya dibalut plastik untuk menghindari korosi.

**Gambar 3.8**

*Cromium Plating* membuat bumper mobil ini tahan karat.



Sumber: Dokumentasi Penerbit

c. Pelapisan dengan krom (*Cromium plating*)

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

d. Pelapisan dengan timah (*Tin plating*)

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

e. Pelapisan dengan seng (*Galvanisasi*)

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

f. Pengorbanan anode (*Sacrificial Anode*)

**Gambar 3.9**

*Sacrificial anode* magnesium dipasang pada badan kapal untuk mencegah korosi.



Sumber: *Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Silberberg M. S*

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



### Sejauh Mana Pemahaman Kalian ?

Kerjakan di buku latihan kalian.

1. Elektrolisis dapat digunakan di dunia industri. Sebutkan industri apa saja yang menggunakan proses elektrolisis? Jelaskan.
  2. Apa yang kalian ketahui tentang sel diafragma?
  3. Apa perbedaan sel diafragma dan sel membran? Jelaskan.
  4. Ada panci yang terbuat dari besi dan panci terbuat dari aluminium. Mengapa panci yang terbuat dari aluminium lebih awet? Jelaskan.
  5. Jelaskan cara pencegahan korosi pada besi.
- 



### Latihan 4

Kerjakan di buku latihan kalian.

1. Mengapa air, larutan elektrolit, dan oksigen menyebabkan korosi pada besi? Jelaskan.
  2. Jelaskan mengapa *sacrificial anode* dapat melindungi besi dari korosi.
  3. Jelaskan penyebab terjadinya korosi.
  4. Sejak tahun 1930, pelapisan krom menggantikan nikel untuk melindungi dan melawan karatan pada bumper mobil. Bumper mobil dibuat dari baja. Bagaimana cara pelapisan krom melindungi baja dari karatan?.
  5. Mengapa kaleng makanan yang terbuat dari lembaran tipis besi berlapis timah tidak boleh terkelupas permukaannya? Jelaskan.
-



## Ringkasan

1. Sel elektrolisis mengubah energi listrik menjadi energi kimia. Elektrolisis mengandung arti penguraian oleh listrik, sehingga dalam elektrolisis diperlukan energi listrik agar suatu reaksi dapat berlangsung.
2. Anode dalam elektrolisis merupakan elektrode positif (berbeda dengan sel *Volta*) sedangkan katode merupakan elektrode negatif. Proses yang terjadi dalam anode adalah reaksi oksidasi, sedangkan dalam katode terjadi reaksi reduksi.
3. Banyaknya perubahan kimia yang dihasilkan dalam proses elektrolisis berbanding lurus dengan jumlah listrik yang lewat. Pernyataan ini dikemukakan oleh *Faraday* yang mengeluarkan dua hukum, yaitu
  - a. massa zat yang dilepaskan selama elektrolisis berbanding lurus dengan jumlah listrik yang digunakan,
  - b. massa zat yang dilepaskan pada elektrolisis berbanding lurus dengan massa ekuivalen yang digunakan.
4. Dalam kehidupan sehari-hari prinsip elektrolisis dipakai untuk membuat berbagai produk unsur seperti gas oksigen, gas hidrogen, berbagai logam seperti Na, tembaga, emas, dan sebagainya, serta digunakan dalam pelapisan berbagai logam untuk melindungi logam dari korosi yang dikenal dengan nama elektroplating.

