

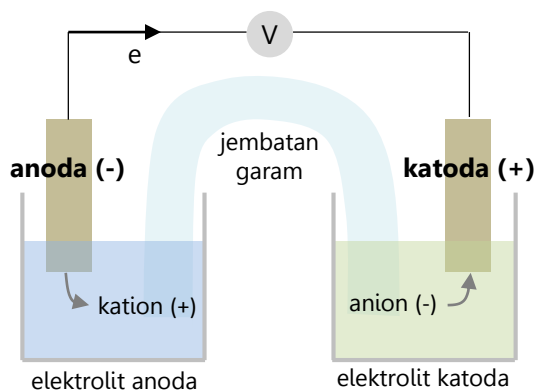
# Sel Volta

## A. PENDAHULUAN

- 🔪 **Elektrokimia** adalah cabang ilmu kimia yang mempelajari aspek elektronik dari reaksi kimia.
- 🔪 **Sel elektrokimia** adalah suatu sel yang disusun untuk mengubah energi kimia menjadi energi listrik atau sebaliknya.
- 🔪 **Sel elektrokimia** terbagi menjadi dua:
  - 1) **Sel elektrolisis**, yaitu sel yang mengubah energi listrik menjadi energi kimia.  
Arus listrik digunakan untuk melangsungkan reaksi redoks tak spontan.
  - 2) **Sel Volta/Galvani**, yaitu sel yang mengubah energi kimia menjadi energi listrik.  
Reaksi redoks spontan digunakan untuk menghasilkan listrik.

## B. SEL VOLTA

🔪 **Susunan sel volta:**



Anoda (-)	Katoda (+)
Kutub (-) sumber arus	Kutub (+) sumber arus
Mengalami oksidasi	Mengalami reduksi
Melepas elektron	Menerima elektron

🔪 **Jembatan garam** adalah penyempurna sel yang mengandung larutan garam dalam bentuk koloid agar-agar yang:

- 1) Membuat rangkaian menjadi rangkaian tertutup.
- 2) Menyeimbangkan muatan elektrolit dengan memberi ion positif atau negatif.

🔪 **Cara kerja sel volta:**

Contoh: anoda M tercelup pada MA, katoda N tercelup pada NB.

- 1) **Anoda teroksidasi** menjadi semakin tipis, karena berubah menjadi ion yang larut dalam elektrolit anoda.



Hal ini menyebabkan anoda kelebihan ion positif.

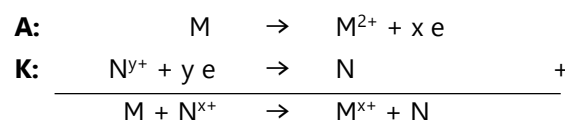
- 2) **Elektron** yang dilepas bergerak ke katoda melalui kawat penghantar.
- 3) **Katoda tereduksi** menjadi menebal/mengendap, karena ion logam dari elektrolit katoda menerima elektron.



Hal ini menyebabkan katoda kelebihan ion negatif.

- 4) Karena terjadi kelebihan ion positif pada anoda dan ion negatif pada, terjadi ketidakseimbangan muatan yang menyebabkan reaksi tidak berkelanjutan.
- 5) **Kelebihan dan kekurangan** tersebut dinetralkan oleh jembatan garam yang memberikan ion positif dan negatif ke daerah yang membutuhkan.

Reaksi sel volta:



(setarakan mol elektron)

🔪 **Macam-macam elektroda** pada sel Volta:

- 1) **Elektroda padat/logam**

Logam padat dijadikan elektroda dan bereaksi.

Contoh: elektroda Fe pada larutan  $FeSO_4$ , elektroda Ni pada larutan  $H_2SO_4$ .

- 2) **Elektroda tidak padat**

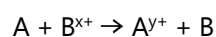
Apabila elektroda merupakan elektroda inert (Pt, Au dan C), maka zat lainlah yang mengalami reaksi sel, sesuai aturan sel elektrolisis.

Contoh: ion  $Fe^{3+}$  bertindak sebagai katoda dan tereduksi menjadi  $Fe^{2+}$  apabila katoda sesungguhnya adalah Pt.

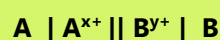
🔪 **Diagram sel volta** adalah notasi singkat yang menggambarkan terjadinya reaksi pada sel Volta.

🔪 **Diagram sel volta** dengan elektroda padat:

**Reaksi sel** (elektroda padat)



**Diagram sel**



Contoh:

Pada suatu sel Volta, anoda besi tercelup pada  $FeSO_4$ , katoda nikel tercelup pada  $NiSO_4$ . Buatlah reaksi sel dan diagram selnya!

Jawab:

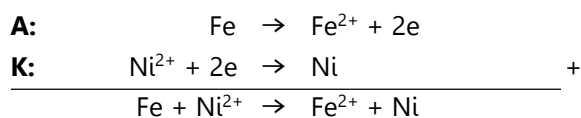
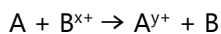


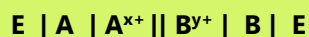
Diagram sel:  $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+} || \text{Ni}^{2+} | \text{Ni}$

**Diagram sel volta** dengan elektroda tidak padat:

**Reaksi sel** (elektroda inert, E : [Pt, Au, C])



**Diagram sel**



Contoh:

Pada suatu sel Volta, anoda Pt tercelup pada  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , katoda Pt tercelup pada  $\text{Ce}(\text{NO}_3)_4$ . Buatlah reaksi sel dan diagram selnya!

Jawab:

Karena elektroda inert, maka aturan reaksi mengikuti aturan sel elektrolisis, sehingga:

Reaksi sel volta:

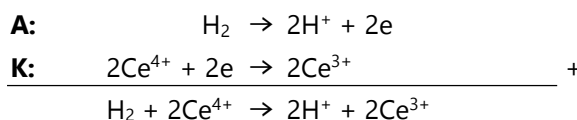


Diagram sel:  $\text{Pt} | \text{H}_2 | \text{H}^+ || \text{Ce}^{4+} | \text{Ce}^{3+} | \text{Pt}$

**Makna diagram sel volta:**

- 1) Tanda | menyatakan reaksi yang terjadi pada elektroda,
- 2) Tanda || menyatakan jembatan garam.

**Pada diagram sel volta**, koefisien reaksi sel tidak berpengaruh.

### C. POTENSIAL ELEKTRODA

Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Mn	(H <sub>2</sub> O)	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	(H)	Sb	Bi	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
-3,04	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,37	-1,66	-1,18	-0,83	-0,76	-0,74	-0,44	-0,40	-0,28	-0,28	-0,14	-0,13	0,00	+0,20	+0,30	+0,34	+0,79	+0,80	+1,18	+1,52

**Deret Volta** adalah deret elektrokimia/kereaktifan logam yang menunjukkan nilai potensial elektroda standar logam ( $E^\circ$ ).

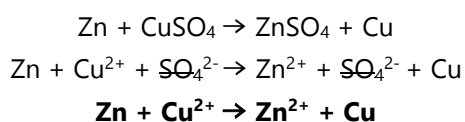
**Reaksi pendesakan** adalah reaksi dimana suatu logam mendesak tempat ion logam lain dalam suatu senyawa.

**Reaksi pendesakan pada sel Volta** berlangsung apabila logam pendesak berada di sebelah kiri logam yang didesak pada deret Volta.

**Pada sel Volta**, logam pendesak merupakan anoda, dan logam yang didesak merupakan katoda.

Contoh:

Pada sel Volta dengan anoda Zn yang tercelup pada  $\text{ZnSO}_4$ , dan katoda Cu yang tercelup pada  $\text{CuSO}_4$ , berlangsung reaksi:



Dapat dikatakan bahwa **Zn mendesak  $\text{Cu}^{2+}$**  dari  $\text{CuSO}_4$ , sehingga Zn dapat berikatan dengan  $\text{SO}_4^{2-}$ .

**Potensial elektroda standar ( $E^\circ$ )** adalah ukuran besarnya kecenderungan suatu unsur untuk melepaskan atau mempertahankan elektron, diukur dalam keadaan standar.

**Nilai potensial elektroda** mengacu pada deret Volta dan dikaitkan dengan reaksi reduksi, sehingga nilainya:

$$E^\circ = E^\circ_{\text{reduksi}} = -E^\circ_{\text{oksidasi}}$$

**Sifat deret Volta:**

- 1) Makin ke kanan, logam makin mudah tereduksi (nilai  $E^\circ$  lebih positif).
- 2) Makin ke kiri, logam makin mudah teroksidasi (nilai  $E^\circ$  lebih negatif).

**Potensial sel standar ( $E^\circ_{\text{sel}}$ )** adalah beda potensial listrik antara anoda dan katoda pada sel Volta, diukur dalam keadaan standar. Potensial sel tidak dipengaruhi koefisien reaksi.

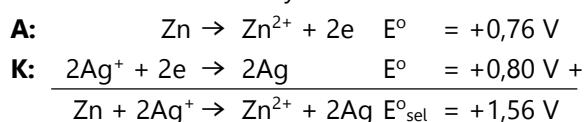
**Potensial sel standar** dapat dihitung:

$$E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{katoda}} - E^\circ_{\text{anoda}}$$

Contoh:


Tentukan nilai potensial sel jika anodanya adalah Zn dengan  $E^\circ = -0,76 \text{ V}$ , dan katodanya adalah Ag dengan  $E^\circ = +0,80 \text{ V}$ !

Berarti anoda mengalami oksidasi, sehingga nilai  $E^\circ$  harus diubah tandanya.



 **Nilai potensial sel** menunjukkan:

- 1) Tegangan yang dihasilkan sel.
- 2) Jika nilai  $E^{\circ}\text{sel} > 0$ , maka reaksi sel spontan (berlangsung).
- 3) Jika nilai  $E^{\circ}\text{sel} \leq 0$ , maka reaksi sel tidak spontan (tidak berlangsung).

 **Reaksi sel tidak spontan** terjadi karena penempatan anoda dan katoda tidak mengacu pada deret Volta, sehingga  $E^{\circ}\text{sel}$  bernilai negatif.


Contoh:


Diketahui potensial elektroda Zn adalah  $-0,76\text{ V}$ , Cu adalah  $+0,34\text{ V}$ , dan Al adalah  $-1,66\text{ V}$ . Tentukan kemungkinan sel volta yang dapat dibuat sehingga terjadi reaksi spontan!

Kemungkinan yang dapat dibuat ( $E^{\circ}\text{sel}$  positif):

sel	katoda	anoda	$E^{\circ}\text{sel}$
I	Cu	Zn	$(+0,34) - (-0,76) = +1,10\text{ V}$
II	Cu	Al	$(+0,34) - (-1,66) = +2,00\text{ V}$
III	Zn	Al	$(-0,76) - (-1,66) = +0,90\text{ V}$

#### D. PENERAPAN SEL VOLTA

 **Sel Volta** dapat menghasilkan energi listrik. Oleh karena itu, sel Volta digunakan sebagai sumber energi alat-alat elektronik.

 **Sel Volta komersial** digunakan sebagai sumber energi, terdiri dari:

- 1) **Elemen primer**, yaitu sel Volta yang tidak dapat diisi ulang atau sekali pakai.

Contoh: baterai kering (sel Leclanche), baterai alkalin, baterai perak oksida.

- 2) **Elemen sekunder**, yaitu sel Volta yang dapat diisi ulang atau tidak habis pakai.

Contoh: aki, baterai nikel-kadmium, baterai litium-ion.

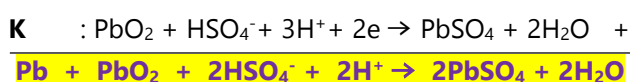
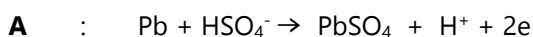
#### Aki

Aki biasa digunakan dalam kendaraan bermotor karena praktis, dapat diisi ulang dan tidak membutuhkan jembatan garam. Aki termasuk elemen sekunder.

Susunan sel aki:

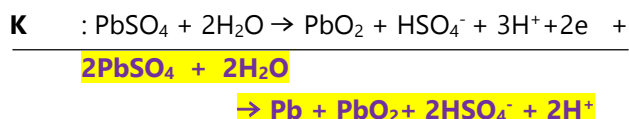
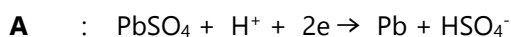
**Anoda** : Pb  
**Katoda** :  $\text{PbO}_2$   
**Elektrolit** :  $\text{H}_2\text{SO}_4$  30%  
**Potensial** : 2 V

**Reaksi pengosongan aki** (reaksi sel Volta):



Reaksi pengisian aki dapat dilakukan dengan membalik arah aliran elektron.

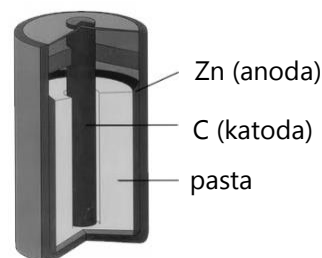
**Reaksi pengisian aki** (reaksi sel elektrolisis):



#### Baterai kering (sel Leclanche)

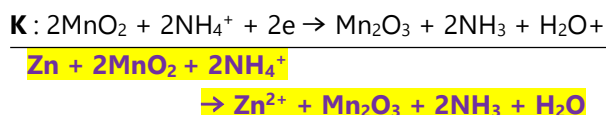
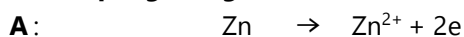
Baterai kering sering digunakan untuk alat-alat elektronik kecil, dan tidak dapat diisi ulang. Sel Leclanche termasuk elemen primer, dan bersifat asam.

Susunan sel Leclanche:



**Anoda** : Zn  
**Katoda** : C  
**Elektrolit** : pasta  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (asam),  $\text{H}_2\text{O}$ , serbuk C  
**Potensial** : 1,5 V

**Reaksi pengosongan sel Leclanche:**



Kemudian terjadi reaksi lanjut dimana ion Zn berikatan dengan amonia menurut reaksi:



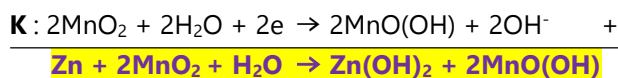
#### Baterai alkalin

Baterai alkalin mampu menyediakan arus stabil dalam waktu yang lama dengan potensial yang sama dengan sel Leclanche, walaupun pereaksinya telah berkurang. Baterai alkalin termasuk elemen primer, dan bersifat basa.

Susunan baterai alkalin:

**Anoda** : Zn  
**Katoda** :  $\text{MnO}_2$   
**Elektrolit** : pasta KOH  
**Potensial** : 1,5 V

**Reaksi pengosongan baterai alkalin:**



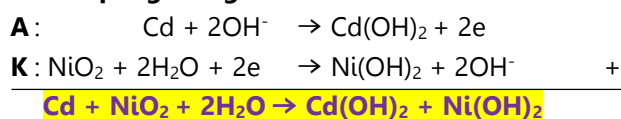
#### Baterai nikel-kadmium

Baterai nikel-kadmium (nicad) adalah baterai kering yang dapat diisi ulang. Baterai nicad termasuk elemen sekunder.

Susunan baterai nicad:

<b>Anoda</b>	: Cd
<b>Katoda</b>	: NiO <sub>2</sub> berair
<b>Elektrolit</b>	: pasta mengandung OH <sup>-</sup>
<b>Potensial</b>	: 1,25 V

**Reaksi pengosongan** baterai nicad:



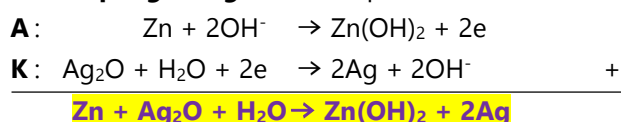
#### Baterai perak oksida

Baterai perak oksida atau sel kancing umumnya merupakan lempengan dan digunakan pada jam tangan, kalkulator atau kamera. Baterai perak oksida termasuk elemen primer.

Susunan sel baterai perak oksida:

<b>Anoda</b>	: Zn
<b>Katoda</b>	: Ag <sub>2</sub> O berair
<b>Elektrolit</b>	: pasta KOH atau NaOH
<b>Potensial</b>	: 1,4 V

**Reaksi pengosongan** baterai perak oksida:

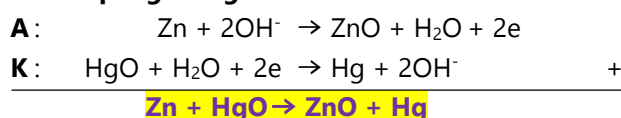


#### Baterai merkuri

Susunan sel baterai merkuri:

<b>Anoda</b>	: Zn
<b>Katoda</b>	: HgO
<b>Elektrolit</b>	: pasta KOH
<b>Potensial</b>	: 1,4 V

**Reaksi pengosongan** baterai merkuri:



#### Baterai litium

**Baterai litium** dan **litium-ion** banyak digunakan karena menghasilkan tegangan yang lebih besar dari baterai sebelumnya. Kedua baterai ini termasuk elemen sekunder.

Susunan sel baterai litium:

<b>Anoda</b>	: Li
<b>Katoda</b>	: MnO <sub>2</sub>
<b>Elektrolit</b>	: LiClO <sub>4</sub> tidak berair
<b>Potensial</b>	: 3,7 V

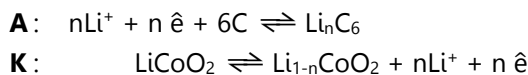
Pada **baterai litium-ion**, litium yang digunakan adalah dalam bentuk ion. Pada dasarnya, dalam baterai litium-ion tidak terjadi reaksi redoks.

Ketika digunakan, ion litium mengalir dari anoda ke katoda lain melalui elektrolit. Ketika diisi ulang, ion litium mengalir berbalik arah.

Susunan sel baterai litium-ion:

<b>Anoda</b>	: C
<b>Katoda</b>	: LiCoO <sub>2</sub>
<b>Elektrolit</b>	: LiPF <sub>6</sub> , etilen karbonat, dimetil karbonat, dietil karbonat

**Reaksi** baterai litium-ion:



Reaksi kesetimbangan dapat mencapai batasnya bila digunakan terus menerus:



Reaksi kesetimbangan dapat mencapai batasnya bila diisi terus menerus:



## E. KOROSI

**Korosi** atau **perkaratan** adalah suatu reaksi redoks antara logam dengan faktor lingkungannya.

**Mekanisme korosi** umum:

- 1) Logam menjadi anoda dan teroksidasi.
- 2) Faktor lingkungan menjadi katoda dan tereduksi.

**Reaksi redoks korosi** menghasilkan karat berupa senyawa oksida atau karbonat yang berupa hidrat.

**Korosi** paling sering terjadi pada unsur besi (Fe), karena besi mudah teroksidasi.

**Faktor-faktor yang mempercepat** terjadinya korosi antara lain:

- 1) Kontak dengan O<sub>2</sub> dan air secara bersamaan.
- 2) Kontak dengan larutan elektrolit garam.
- 3) pH rendah.
- 4) Suhu tinggi.

**Faktor-faktor yang memperlambat** terjadinya korosi antara lain:

- 1) Tidak adanya O<sub>2</sub> dan air secara bersamaan, misalnya pada kapur atau minyak.
- 2) Adanya zat yang menyerap air, misalnya kalsium klorida (CaCl<sub>2</sub>) anhidrat, namun hanya sampai batas kejenuhan tertentu.

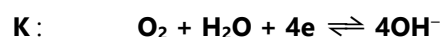
**Proses reaksi sel elektrokimia** pada korosi besi:

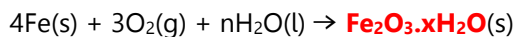
- 1) **Reaksi pada sel Volta korosi**

Suasana asam




Suasana netral dan basa



2) **Reaksi total**

Besi (III) oksida hidrat adalah karat besi yang berwarna coklat kemerah-merahan.

 **Korosi** pada logam lain (contoh Al, Cr, Zn) juga ditemukan, namun korosi segera terhenti setelah terbentuk lapisan karat tipis pada logam.

 **Cara pencegahan korosi:**

1) **Aliasi/aloi logam**

Aliasi logam adalah usaha pencegahan korosi besi dengan menggunakan aliansi logam berupa baja tahan karat (*stainless steel*) dengan campuran Fe, Ni, dan Cr.

2) **Pengecatan atau pelumuran oli**

Pengecatan dan pelumuran oli mencegah kontak besi dengan udara dan air.

3) **Penyepuhan (*electroplating*)**

Penyepuhan atau proteksi katodik adalah perlindungan logam secara elektrolisis untuk mencegah kontak logam yang dilindungi dari udara dan air.

Contoh proteksi katodik pada besi antara lain adalah ***chromium plating***, ***zinc plating*** (galvanisasi), dan ***tin plating***.

Mekanisme **proteksi katodik**:

- Logam pelindung melindungi besi dari kontak udara dan air.
- Logam pelindung memiliki  $E^\circ$  lebih negatif dari besi.
- Ketika tergores atau rusak, kedua logam membentuk sel elektrokimia:

**Anoda** : logam pelindung (Cr atau Zn)  
[*teroksidasi*]

**Katoda** : besi (Fe)  
[*tidak teroksidasi*]

Apabila  $E^\circ$  logam pelindung tidak lebih negatif dari besi (contohnya *tin plating*), maka lapisan pelindung harus tetap dijaga, karena apabila rusak justru akan mempercepat korosi besi.

4) **Pengorbanan anoda**

Dilakukan dengan melapisi besi dengan logam aktif (contohnya Mg).

Logam aktif akan melindungi besi dan berkarat, sedangkan besi tidak berkarat. Oleh karena itu, logam aktif harus diganti setiap beberapa waktu.