



# **Elektrokimia**

- **Potensial Elektroda**
- **Elektrolisis**

# Elektroda

- Elektroda terbagi menjadi dua jenis yaitu anoda dan katoda
- Setengah reaksi oksidasi terjadi di anoda. Elektron diberikan oleh senyawa teroksidasi (zat pereduksi) dan meninggalkan sel melalui anoda
- Setengah reaksi reduksi terjadi di katoda. Elektron diambil oleh senyawa tereduksi (zat pengoksidasi) dan masuk sel melalui katoda

# Potensial Elektroda Standar ( $E^{\circ}$ setengah-sel)

- Potensial elektroda standar adalah potensial yang terkait dengan setengah reaksi yang ada (wadah elektroda)
- Menurut kesepakatan potensial elektroda standar selalu ditulis dalam setengah reaksi reduksi
- Bentuk teroksidasi +  $ne \rightarrow$  bentuk tereduksi  $E^{\circ}_{1/2 \text{ sel}}$
- Potensial elektroda standar seperti halnya besaran termodinamika dapat dibalik dengan mengubah tandanya
- $E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{katoda}} - E^{\circ}_{\text{anoda}}$

# Elektroda Hidrogen Standar

- Ilmuwan telah menyepakati untuk memilih setengah reaksi rujukan dengan nilai 0 untuk reaksi:  
$$2\text{H}^+(\text{aq}, 1 \text{ M}) + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ atm}) \quad E^\circ_{\text{rujukan}} = 0$$
$$\text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ atm}) \rightarrow 2\text{H}^+(\text{aq}, 1 \text{ M}) + 2\text{e} \quad -E^\circ_{\text{rujukan}} = 0$$
- Dengan nilai rujukan ini kita bisa menyusun sel volta yang menggunakan elektroda hidrogen standar sebagai salah satu elektrodanya dan mengukur potensial sel dengan alat ukur, kemudian kita dapat menentukan potensial elektroda standar banyak zat secara luas

### Daftar potensial elektroda standar untuk beberapa logam penting

Reaksi reduksi logam	$E^0$ (Volt)
$K^+ + e \longrightarrow K$	-2,92
$Ba^{2+} + 2e \longrightarrow Ba$	-2,90
$Ca^{2+} + 2e \longrightarrow Ca$	-2,87
$Na^+ + e \longrightarrow Na$	-2,71
$Mg^{2+} + 2e \longrightarrow Mg$	-2,37
$Al^{3+} + 3e \longrightarrow Al$	-1,66
$Mn^{2+} + 2e \longrightarrow Mn$	-1,05
$2H_2O + 2e \longrightarrow H_2 + 2OH^-$	-0,83
$Zn^{2+} + 2e \longrightarrow Zn$	-0,76
$Cr^{3+} + 3e \longrightarrow Cr$	-0,71
$Fe^{2+} + 2e \longrightarrow Fe$	-0,44
$Cd^{2+} + 2e \longrightarrow Cd$	-0,40

Reaksi reduksi logam	$E^0$ (Volt)
$Co^{2+} + 2e \longrightarrow Co$	-0,28
$Ni^{2+} + 2e \longrightarrow Ni$	-0,25
$Sn^{2+} + 2e \longrightarrow Sn$	-0,14
$Pb^{2+} + 2e \longrightarrow Pb$	-0,13
$2H^+ + e \longrightarrow H_2$	0,00
$Sb^{3+} + 3e \longrightarrow Sb$	+ 0,10
$Bi^{3+} + 3e \longrightarrow Bi$	+ 0,30
$Cu^{2+} + 2e \longrightarrow Cu$	+ 0,34
$Hg^{2+} + 2e \longrightarrow Hg$	+ 0,62
$Ag^+ + e \longrightarrow Ag$	+ 0,80
$Pt^{2+} + 2e \longrightarrow Pt$	+ 1,50
$Au^{3+} + 3e \longrightarrow Au$	+ 1,70

# Notasi Sel

- Sel Volta dinotasikan dengan cara yang telah disepakati (untuk sel Zn/Cu<sup>2+</sup>)



- Bagian anoda (setengah sel oksidasi) dituliskan disebelah kiri bagian katoda
- Garis lurus menunjukkan batas fasa yaitu adanya fasa yang berbeda (aqueous vs solid) jika fasanya sama maka digunakan tanda koma
- Untuk elektroda yang tidak bereaksi ditulis dalam notasi diujung kiri dan ujung kanan

# Contoh

Ditentukan dua elektroda sebagai berikut :



- Tentukan  $E^0$  sel yang dihasilkan oleh kedua elektroda tersebut!
- Tulis reaksi elektroda dan reaksi selnya!

**a. E sel yang dihasilkan kedua elektroda tersebut**

$$E^0 \text{ sel} = E^0 (+) - E^0 (-)$$

**Pada contoh ini perak (Ag) menjadi kutub positif (katode) sedangkan kutub negatifnya magnesium (Mg).**

$$\begin{aligned} E^0 \text{ sel} &= +0,79 \text{ V} - (-2,34 \text{ V}) \\ &= +3,13 \text{ V} \end{aligned}$$



## b. Reaksi elektrode dan reaksi selnya

- Reaksi elektroda adl reaksi yg tjd pd masing2 elektroda
- Katode (reduksi) :  $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e} \longrightarrow \text{Ag}(\text{s})$   $E = +0,79 \text{ V}$   
Anode (oksidasi) :  $\text{Mg}(\text{s}) \longrightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}$   $E = +2,34 \text{ V}$

Reaksi sel adl penjumlahan reaksi elektrode dan merupakan reaksi redoks. Untuk menyetarakan reaksi maka reaksi katode harus dikalikan dengan 2. Akan tetapi perlu diingat bahwa potensial elektrodanya **tidak tergantung pada koefisien reaksi, sehingga tdk dikalikan dengan 2.**

- Katode (reduksi) :  $2\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2\text{e} \longrightarrow 2\text{Ag}(\text{s})$   $E = +0,79 \text{ V}$   
Anode (oksidasi) :  $\text{Mg}(\text{s}) \longrightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}$   $E = +2,34 \text{ V}$



The image shows several slices of kiwi fruit. The kiwi is cut into thin, circular slices, revealing the bright green flesh, the white core, and the dark brown, oval-shaped seeds. The slices are arranged in a slightly overlapping manner. Overlaid on the central part of the kiwi slices is the text "Sel Elektrolisis" in a bold, red, sans-serif font with a black outline. The background is a plain, light color, possibly white or light green, which makes the kiwi slices stand out.

# Sel Elektrolisis

# Sel Elektrolisis

## 1. Sel Elektrolisis

Elektrolisis adalah proses penguraian elektrolit oleh arus listrik searah dalam bentuk larutan atau leburannya.

### Perbedaan sel elektrolisis dengan sel Volta atau sel Galvani

#### Elektrolisis

1. energi listrik diubah menjadi reaksi kimia
2. reaksi redoks tak spontan
3. Katoda -  
Anoda +

#### Sel Volta

1. reaksi kimia diubah menjadi energi listrik
2. reaksi redoks spontan
3. Katoda +  
Anoda -

### Contoh soal:

Tuliskan reaksi elektrolisis larutan  $\text{CuCl}_2$  dengan elektroda Pt.

### Jawab :

Karena bukan termasuk logam golongan IA dan IIA, maka pada katoda yang direduksi adalah kation logam Cu.



Anoda dengan elektroda inert (tidak bereaksi) jika anionnya tidak mengandung O, maka yang dioksidasi adalah anion tersebut.



Dengan demikian reaksi elektrolisisnya adalah  $\text{CuCl}_2 \longrightarrow \text{Cu} + \text{Cl}_2$

# Massa zat yang dibebaskan pada elektrolisis (G) sebanding dg jumlah listrik yg digunakan (Q)

## Michael Faraday

mengemukakan hubungan kuantitatif antara jumlah zat yang bereaksi di katoda dan anoda dengan muatan listrik total yang melewati sel, yang dikenal dengan **Hk Faraday**

### Contoh

1

2

$$W = \frac{e i t}{F}$$

### Dimana :

W = massa zat yang dihasilkan

e = bobot ekivalen =  $\frac{A_r \text{ atau } M_r}{e}$

$\Sigma e$  = jumlah elektron yang diikat atau dilepaskan

i = arus dalam amper

t = waktu dalam satuan detik

F = tetapan faraday, dimana  $1F = 96500 \text{ C}$

$\frac{i.t}{F}$  = arus dalam satuan Faraday

W/e = grek (gram ekivalen)

# Massa zat yang dielektrolisis sebanding dengan massa ekuivalen zat itu

Massa ekuivalen dari unsur2 logam sama dengan massa atom relatif dibagi dengan perubahan bilangan oksidasinya

Contoh :

Pada elektrolisis larutan  $\text{CuSO}_4$  terjadi reduksi ion  $\text{Cu}^{2+}$  menjadi Cu



Oleh karena tembaga mengalami perubahan bilangan oksidasi sebesar 2 maka massa ekuivalennya :

$$\begin{aligned} \text{Cu} &= \text{Ar Cu} : 2 \\ &= 63,5 : 2 \\ &= 31,75 \end{aligned}$$

## Contoh 1

Berapa gram logam Cu ( $A_r=63,5$ ) dapat diendapkan jika arus listrik sebesar 3 ampere dilewatkan dalam larutan  $\text{CuSO}_4$  selama 1 jam.

Tetapan Faraday = 96500 C

### Diketahui :

$$A_r \text{ Cu} = 63,5$$

$$i = 3 \text{ Amper}$$

$$t = 1 \text{ jam} = 3600 \text{ detik}$$

$$F = 96500 \text{ C}$$

**Ditanyakan :** W ?

### Jawab :



$\text{Cu}^{2+}$  maka harga  $n = 2$

$$W = \frac{e \cdot i \cdot t}{F} = \frac{A_r \cdot i \cdot t}{nF} = \frac{63,5 \cdot 3 \cdot 3600}{2 \cdot 96500} = 3,55$$

Jadi massa logam Cu yang mengendap sebanyak 3,55 gram.

## Contoh 2

Berapa Faraday arus listrik yang diperlukan untuk mendapatkan 21,6 gram logam perak (Ar Ag=108) yang dialirkan ke dalam larutan AgNO<sub>3</sub>.

### Diketahui :

$$\text{Ar Ag} = 108$$

$$\frac{i.t}{F} = \text{ arus dalam satuan Faraday}$$

$$W = 21,6 \text{ gram}$$



$$\text{Ditanyakan : } \frac{i.t}{F} ?$$

### Jawab :

$$W = \frac{e \cdot i \cdot t}{F} = \frac{\text{Ar} \cdot i \cdot t}{n \cdot F}$$

$$\frac{i \cdot t}{F} = \frac{W \cdot n}{\text{Ar}} = \frac{21,6 \cdot 1}{108} = 0,2 \text{ F}$$

Jadi arus listrik yang dialirkan sebesar 0,2 F.



# Stoikiometri Rx Elektrolisis

- Aliran listrik  $\approx$  aliran elektron
- 1 Faraday (1F)  $\equiv$  1 mol elektron  
 $\equiv$  96500 coulomb
- Arus  $i$  sebesar 1 ampere mengalir selama  $t$  detik, muatannya  $it$  coulomb
- Mol elektron =  $\frac{it}{96500}$  mol