

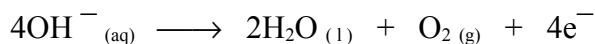
### 3. ELEKTROKIMIA

#### 1. Elektrolisis

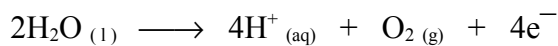
Elektrolisis adalah peristiwa penguraian elektrolit oleh arus listrik searah dengan menggunakan dua macam elektroda. Elektroda tersebut adalah katoda (elektroda yang dihubungkan dengan kutub negatif) dan anoda (elektroda yang dihubungkan dengan kutub positif).

Pada anoda terjadi reaksi oksidasi, yaitu anion (ion negatif) ditarik oleh anoda dan jumlah elektronnya berkurang sehingga bilangan oksidasinya bertambah.

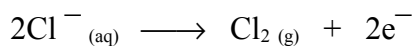
- a. Ion  $\text{OH}^-$  dioksidasi menjadi  $\text{H}_2\text{O}$  dan  $\text{O}_2$ . Reaksinya:



- b. Ion sisa asam yang mengandung oksigen (misalnya  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ) tidak dioksidasi, yang dioksidasi air. Reaksinya:

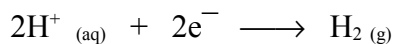


- c. Ion sisa asam yang lain dioksidasi menjadi molekul. Contoh:

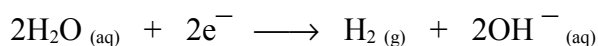


Pada katoda terjadi reaksi reduksi, yaitu kation (ion positif) ditarik oleh katoda dan menerima tambahan elektron, sehingga bilangan oksidasinya berkurang.

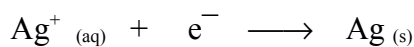
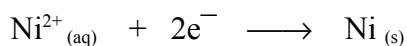
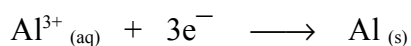
- a. Ion  $\text{H}^+$  direduksi menjadi  $\text{H}_2$ . Reaksinya:



- b. Ion logam alkali (IA) dan alkali tanah (IIA) tidak direduksi, yang direduksi air.

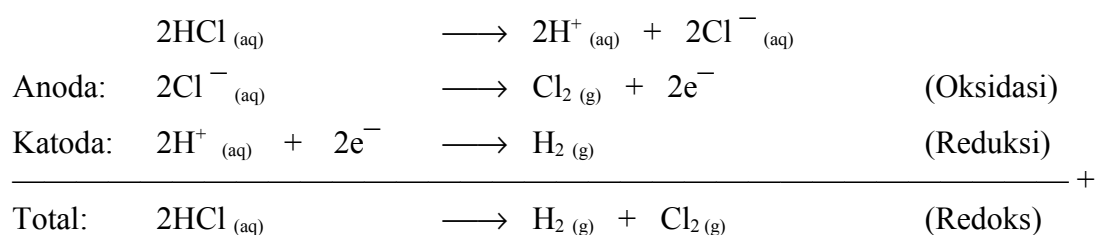


- c. Ion logam lain (misalnya  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$  dan lainnya) direduksi. Contoh:

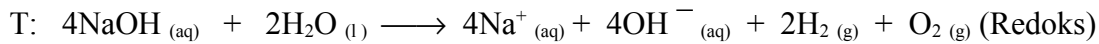
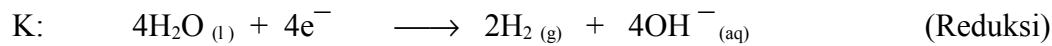
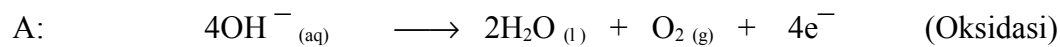
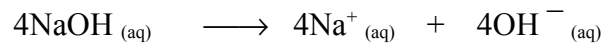


Contoh elektrolisis:

- a. Elektrolisis larutan HCl dengan elektroda Pt, reaksinya:



b. Elektrolisis larutan NaOH dengan elektroda Pt, reaksinya:



Proses elektrolisis dalam industri misalnya:

- Penyepuhan (melapisi logam dengan logam lebih mulia misal Ni, Cr, atau Au).
- Pemurnian logam (misal Ag, Cu, Au).
- Pembuatan senyawa (misal NaOH) atau gas (misal O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>).

## 2. Hukum Faraday

Akibat aliran arus listrik searah ke dalam larutan elektrolit akan terjadi perubahan kimia dalam larutan tersebut. Menurut *Michael Faraday* (1834) lewatnya arus 1 F mengakibatkan oksidasi 1 massa ekuivalen suatu zat pada suatu elektroda (anoda) dan reduksi 1 massa ekuivalen suatu zat pada elektroda yang lain (katoda).

Hukum *Faraday* I: Massa zat yang timbul pada elektroda karena elektrolisis berbanding lurus dengan jumlah listrik yang mengalir melalui larutan.

$$w \sim Q$$

$$w \sim I.t$$

$$w = e.I.t$$

$$= \frac{\text{gek}.I.t}{F}$$

$$= \frac{\text{Ar}.I.t}{n.F}$$

$w$  = massa zat yang diendapkan (g).

$Q$  = jumlah arus listrik = muatan listrik (C)

$e$  = tetapan = (gek : F)

$I$  = kuat arus listrik (A).

$t$  = waktu (dt).

$\text{gek}$  = massa ekuivalen zat (gek).

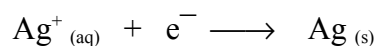
$\text{Ar}$  = massa atom relatif.

$n$  = valensi ion.

$F$  = bilangan faraday = 96 500 C.

Massa ekuivalen = massa zat yang sebanding dengan 1 mol elektron =  $6,02 \times 10^{23} \text{ e}^-$   
 $1 \text{ gek} \sim 1 \text{ mol e}^-$

Jika arus listrik 1 F dialirkan ke dalam larutan AgNO<sub>3</sub> maka akan diendapkan 1 gram ekuivalen Ag.

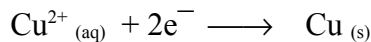


1 mol e<sup>-</sup> ~ 1 mol Ag ~ 1 gram ekuivalen Ag

Untuk mendapatkan 1 gram ekuivalen Ag diperlukan 1 mol e<sup>-</sup>

1 gram ekuivalen Ag = 1 mol e<sup>-</sup> = 1 mol Ag = 108 gram Ag

Jika listrik 1 F dialirkan ke dalam larutan  $\text{CuSO}_4$  maka akan diendapkan 1 gek Cu.



$$2 \text{ mol e}^{-} \sim 1 \text{ mol Cu}$$

$$1 \text{ mol e}^{-} \sim \frac{1}{2} \text{ mol Cu}$$

$$1 \text{ gek Cu} = 1 \text{ mol e}^{-} = \frac{1}{2} \text{ mol Cu} = (\frac{1}{2} \times 64) \text{ gram Cu} = 32 \text{ gram Cu}$$

$Q =$  banyaknya arus listrik yang dialirkan (Coulomb) =  $I \cdot t$  (Ampere.detik)

$$\text{Muatan } 1 \text{ e}^{-} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$$

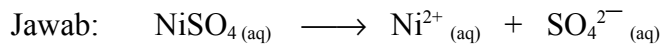
$$\text{Muatan } 1 \text{ mol e}^{-} = (6,02 \times 10^{23}) \times (1,6 \times 10^{-19}) \text{ C}$$

$$\approx 96\,500 \text{ C}$$

$$= 1 \text{ F}$$

Contoh soal:

1. Berapa gram Ni yang diendapkan pada elektrolisis larutan  $\text{NiSO}_4$  dengan arus listrik 24 125 C ?



$$59 \text{ g/mol} \times 24\,125 \text{ C}$$

$$w = \frac{\quad}{2 \times 96\,500 \text{ C/mol}} = 7,375 \text{ g}$$

2. Bila arus 20 A dialirkan melalui leburan kriolit yang mengandung  $\text{Al}_2\text{O}_3$  selama 50 menit, berapa gram Al yang terbentuk dan berapa liter gas  $\text{O}_2$  yang timbul jika diukur pada keadaan standar (STP) ?

Jawab:

$$\text{massa Al} = \frac{27 \text{ g/mol} \times 20 \text{ A} \times 50 \text{ menit} \times 60 \text{ dt/menit}}{3 \times 96\,500 \text{ C/mol}} = 5,60 \text{ g}$$

$$\text{massa O} = \frac{16 \text{ g/mol} \times 20 \text{ A} \times 50 \text{ menit} \times 60 \text{ dt/menit}}{2 \times 96\,500 \text{ C/mol}} = 4,97 \text{ g}$$

$$\text{Volume gas pada keadaan STP} = 22,4 \text{ L/mol}$$

$$\text{Volume O}_2 = \frac{4,97 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} \times 22,4 \text{ L/mol} = 3,48 \text{ L}$$

Hukum *Faraday* II: Massa dari bermacam-macam zat yang timbul pada elektrolisis dengan jumlah listrik sama, berbanding lurus dengan massa ekivalennya.

Contoh:

Jika arus 1 F dialirkan ke dalam tiga larutan, yaitu  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{AuCl}_3$  dan  $\text{AgNO}_3$ , maka perbandingan massa Cu : Au : Ag sesuai dengan perbandingan massa ekivalennya, yaitu:

$$W_{\text{Cu}} : W_{\text{Au}} : W_{\text{Ag}} = \frac{A_r_{\text{Cu}}}{n_{\text{Cu}}} : \frac{A_r_{\text{Au}}}{n_{\text{Au}}} : \frac{A_r_{\text{Ag}}}{n_{\text{Ag}}}$$

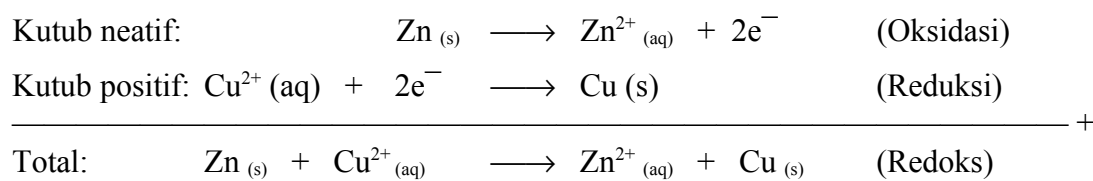
$$= \frac{64}{2} : \frac{197}{3} : \frac{108}{1} = 96 : 197 : 324$$

### 3. Sel Galvani

Pada elektrolisis, energi listrik diubah menjadi energi kimia. Pada sel galvani terjadi sebaliknya, yaitu energi kimia diubah menjadi energi listrik. Sel *Galvani* disebut juga sel kimia. Sel *Galvani* dipakai sebagai sumber listrik untuk penerangan, pemanasan, menjalankan motor, dan sebagainya. Sel *Galvani* atau sel kimia dapat dibedakan menjadi sel kimia dengan *transference* dan sel kimia tanpa *transference*.

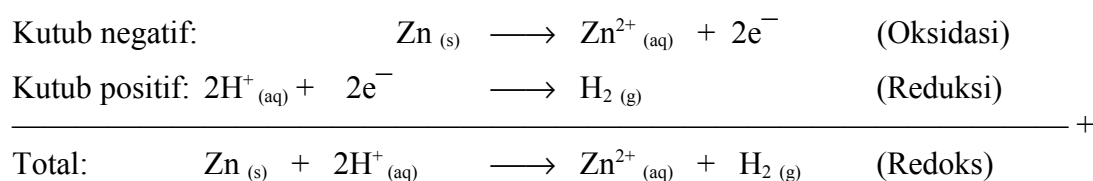
#### a. Sel kimia dengan *transference*

Sel kimia dengan *transference* contohnya sel *Daniell*. Sel *Daniell* terdiri atas batang Zn dalam larutan ZnSO<sub>4</sub>, dan batang Cu dalam larutan CuSO<sub>4</sub> pekat. Di antara kedua larutan yang terpisah tersebut terdapat penghubung atau *transference* yang berupa *liquid junction* atau jembatan garam (*salt bridge*). Jika elektroda Zn dan Cu dihubungkan, maka terjadi arus listrik akibat reaksi oksidasi Zn dan reduksi ion Cu<sup>2+</sup> dalam larutan. Potensial listrik atau voltage (E) yang dihasilkan ± 1,1 volt. Reaksinya:

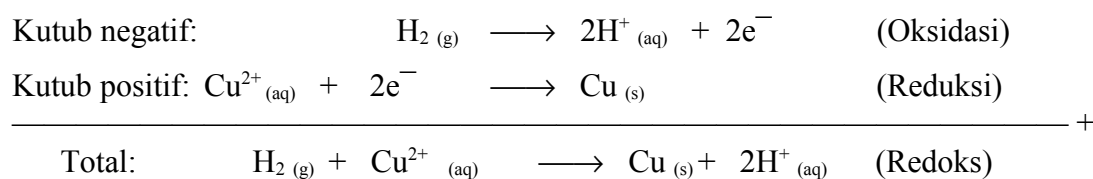


Jika logam Zn dimasukkan langsung ke dalam larutan CuSO<sub>4</sub> maka terjadi reaksi transfer elektron langsung, dalam hal ini tidak menghasilkan energi listrik.

Suatu elektroda dalam sel *Galvani* dapat merupakan kutub positif atau negatif, tergantung elektroda lainnya. Misalnya elektroda hidrogen dalam larutan dengan aktivitas H<sup>+</sup> = 1 merupakan kutub positif bila dihubungkan dengan elektroda Zn dalam larutan Zn<sup>2+</sup> dengan aktivitas Zn<sup>2+</sup> = 1, Reaksinya adalah:



Elektroda hidrogen dalam larutan dengan aktivitas H<sup>+</sup> = 1 merupakan kutub negatif bila dihubungkan dengan elektroda Cu dalam larutan Cu<sup>2+</sup> dengan aktivitas Cu<sup>2+</sup> = 1.



Harga potensial oksidasi-reduksi biasanya dinyatakan sebagai potensial reduksi standar, yaitu potensial reduksi bila pereaksi dan hasil reaksi mempunyai aktivitas satu (a = 1) dan

reaksinya reduksi. Jika potensial reduksi positif berarti mudah tereduksi, tetapi jika negatif berarti sukar tereduksi (artinya mudah teroksidasi). Beberapa harga potensial reduksi standar dengan aktivitas satu pada suhu 25 °C di antaranya seperti pada tabel 1.

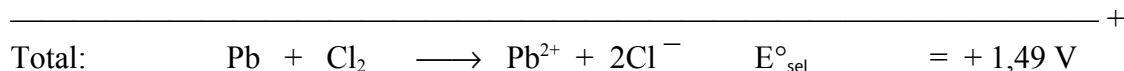
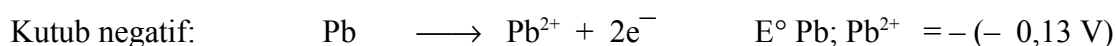
Kopel (setengah sel)	Reaksi reduksi	$E^{\circ}_{\text{red}}$ (volt)
$\text{K}^+/\text{K}$	$\text{K}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{K}$	- 2,92
$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	$\text{Zn}^{2+} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}$	- 0,76
$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$	$\text{Fe}^{2+} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}$	- 0,44
$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$	$\text{Pb}^{2+} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}$	- 0,13
$\text{H}^+/\text{H}_2$	$\text{H}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \frac{1}{2} \text{H}_2$	0,00
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$	+ 0,34
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}$	+ 0,77
$\text{Ag}^+/\text{Ag}$	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$	+ 0,80
$\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-$	+ 1,36
$\text{Au}^{3+}/\text{Au}$	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Au}$	+ 1,50

Tabel 1. Beberapa harga potensial reduksi standar dengan aktivitas satu pada suhu 25°C

Misalnya sel kimia yang terdiri dari elektroda Pb dan  $\text{Cl}_2$ . Besarnya  $E^{\circ} \text{Pb}/\text{Pb}^{2+} = + 0,13$  volt dan  $E^{\circ} \text{Cl}_2/\text{Cl}^- = + 1,36$  volt. Potensial sel adalah positif, sehingga elektrode Pb sebagai kutub negatif. Sel kimia ini dapat dituliskan:



Aktivitas (a) dalam hal ini dinyatakan dalam molalitas (m), garis // menyatakan bahwa kedua elektrolit dihubungkan dengan *liquid junction* atau jembatan garam (*salt bridge*). Dengan aktivitas = 1 (konsentrasi 1 m), adanya jembatan garam tidak menimbulkan beda potensial khusus (*liquid junction potential* = 0). Reaksi sel dan beda potensial sel dapat dicari seperti berikut:



$$\begin{aligned} \text{Jadi besarnya } E^{\circ}_{\text{sel}} &= E^{\circ}_{\text{oksidasi}} \text{ kutub negatif} + E^{\circ}_{\text{reduksi}} \text{ kutub positif} \\ &= -E^{\circ}_{\text{reduksi}} \text{ kutub negatif} + E^{\circ}_{\text{reduksi}} \text{ kutub positif} \\ &= E^{\circ}_{\text{reduksi}} \text{ kutub positif} - E^{\circ}_{\text{reduksi}} \text{ kutub negatif} \end{aligned}$$

Contoh soal:

Hitunglah  $E^\circ_{\text{sel}}$  untuk reaksi:  $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} (a = 1) // \text{Pb}^{2+} (a = 1) / \text{Pb}$

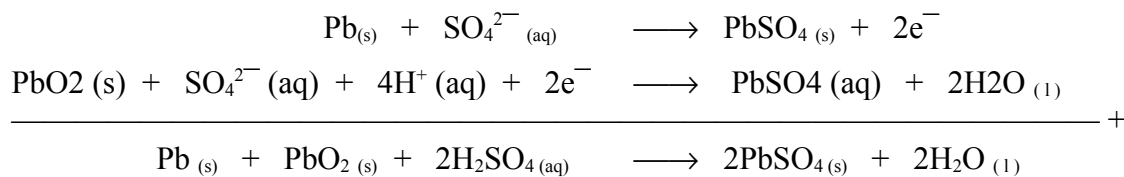
$$\begin{aligned} \text{Jawab: } E^\circ_{\text{sel}} &= E^\circ_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}} + E^\circ_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} \\ &= -(-0,76 \text{ V}) + (-0,13 \text{ V}) = +0,63 \text{ V} \end{aligned}$$

b. **Sel kimia tanpa transference**

Sel kimia tanpa transference contohnya sel *accu*, sel *Leclanche*, dan sel bahan bakar.

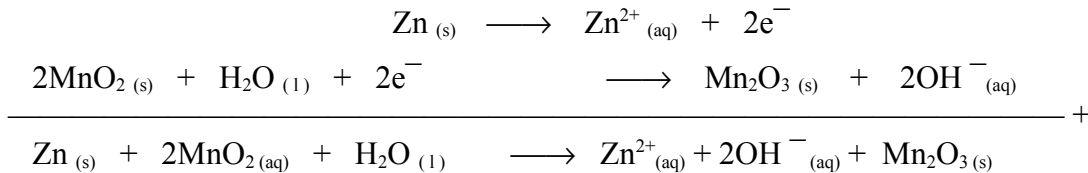
1). Sel *Accu*

Pada sel *accu*, sebagai kutub negatif adalah logam Pb, kutub positif adalah logam Pb dilapis  $\text{PbO}_2$  dan elektrolitnya adalah larutan  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Setiap pasang sel menghasilkan *voltage* (E) sebesar  $\pm 2$  volt.

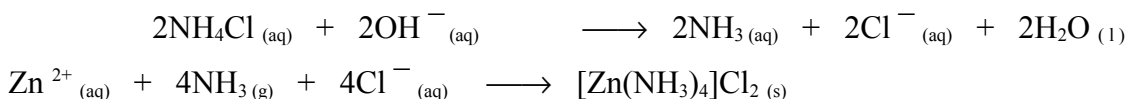


2). Sel *Leclanche* (sel kering)

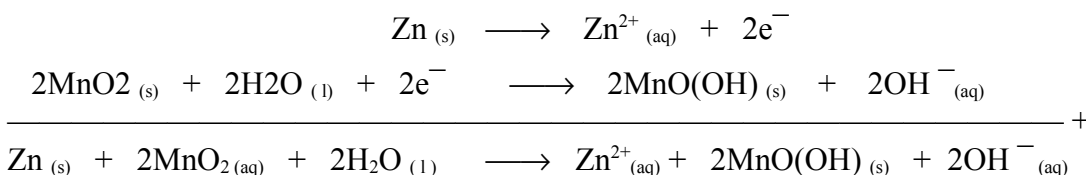
Sel *Leclanche* contohnya batu baterai. Pada batu baterai biasa, sebagai kutub negatif adalah logam Zn, kutub positif adalah batang grafit (C) dibungkus  $\text{MnO}_2$  dan elektrolitnya adalah pasta  $\text{NH}_4\text{Cl}$  dan  $\text{ZnCl}_2$ . Potensial listrik (*Voltage*) yang dihasilkan  $\pm 1,5$  volt. Reaksi oksidasi dan reduksi yang terjadi adalah:



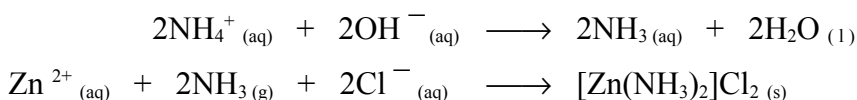
Terjadi juga reaksi lain, yaitu  $\text{OH}^-$  yang terbentuk bereaksi dengan  $\text{NH}_4\text{Cl}$  menghasilkan  $\text{NH}_3$ , selanjutnya  $\text{NH}_3$  yang terjadi diikat  $\text{Zn}^{2+}$



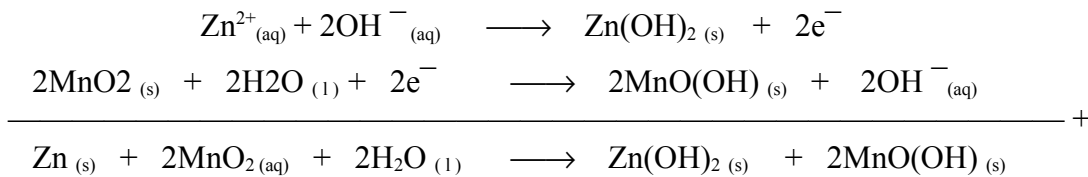
Pada batu baterai biasa yang menggunakan anoda logam Zn, katoda batang C, dan elektrolitnya pasta berair dari campuran  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{MnO}_2$ , dan serbuk C, reaksi oksidasi dan reduksi yang terjadi adalah:



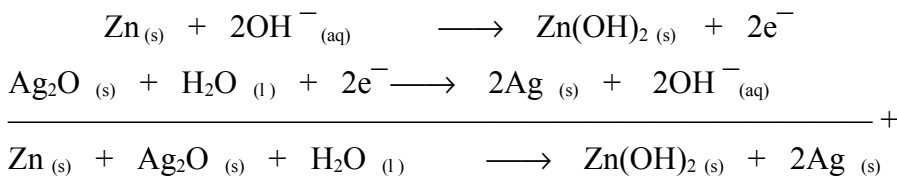
Reaksi lainnya yaitu  $\text{OH}^-$  yang terbentuk bereaksi dengan  $\text{NH}_4^+$  menghasilkan  $\text{NH}_3$ , selanjutnya  $\text{NH}_3$  yang terjadi diikat  $\text{Zn}^{2+}$



Pada batu baterai alkaline, sebagai anoda digunakan Zn, sebagai katoda  $\text{MnO}_2$ , dan sebagai elektrolitnya KOH. Potensial listrik yang dihasilkan  $\pm 1,5$  volt. Reaksi oksidasi reduksi yang terjadi adalah:



Pada baterai perak oksida - zink seperti yang biasa digunakan pada arloji, sebagai anoda digunakan Zn, sebagai katoda digunakan  $\text{Ag}_2\text{O}$ , dan sebagai elektrolitnya KOH. Potensial listrik yang dihasilkan  $\pm 1,5$  volt. Reaksi oksidasi dan reduksi yang terjadi adalah:

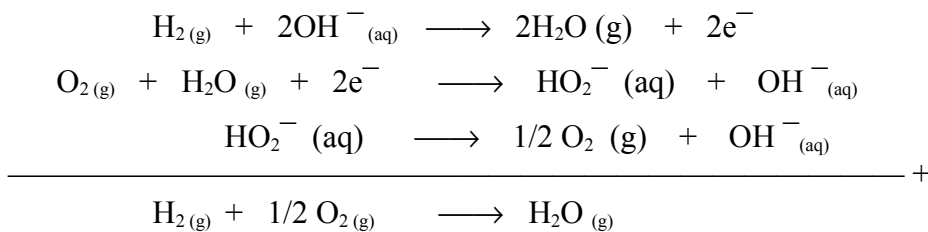


Pada baterai nikel - kadmium yang dapat dicas ulang, potensial listrik yang dihasilkan  $\pm 1,35$  volt. Reaksinya dapat berlangsung bolak-balik, yaitu:



### 3). Sel bahan bakar (*fuel cell*)

Sel bahan bakar biasanya menggunakan oksigen pada katoda dan suatu gas yang dapat dioksidasi pada anoda, biasanya gas hidrogen. Reaksinya adalah:



Sel bahan bakar sudah banyak dikembangkan sebagai sumber penghasil listrik yang sangat bersih, ramah lingkungan, aman dan mempunyai resiko yang sangat kecil. Penggunaannya antara lain untuk keperluan di rumah sakit, rumah perawatan, hotel, perkantoran, sekolah, bandar udara, dan penyedia tenaga listrik, misalnya pembangkit tenaga listrik dalam pesawat ruang angkasa. Di Amerika, Eropa, dan Jepang sudah dikembangkan mobil ramah lingkungan yang menggunakan sel bahan bakar. Sebagai bahan bakar utamanya adalah gas hidrogen yang disimpan dalam tangki bahan bakar dan diberi tekanan yang tinggi sehingga mencair. Gas hidrogen dialirkan ke anoda dan pada katoda dialirkan gas oksigen yang diperoleh dari udara.

**SOAL LATIHAN**

- Larutan  $\text{ZnSO}_4$  dielektrolisis menggunakan arus listrik 0,1 A selama 1 jam.
  - Tuliskan reaksi yang terjadi !
  - Berapa gram Zn yang diendapkan pada katoda? ( $A_r \text{ Zn} = 65$ )
- Berapa gram Ni yang diendapkan pada elektrolisis larutan  $\text{NiSO}_4$  jika digunakan arus listrik 20 000 C ?
- Berapa waktu yang diperlukan untuk elektrolisis larutan  $\text{AgNO}_3$  menggunakan arus listrik 0,1 A agar diperoleh 0,1 gram endapan Ag ?
- Berapa waktu yang diperlukan untuk elektrolisis 10 mL larutan  $\text{AgNO}_3$  0,01 M menggunakan arus listrik 0,1 A sampai elektrolisis terhenti karena semua perak telah mengendap ?
- Jika campuran larutan  $\text{CuSO}_4$  dan  $\text{NiSO}_4$  dielektrolisis sehingga dihasilkan 1 gram endapan, maka berapa gram Cu dan berapa gram Ni yang telah diendapkan dari larutan tersebut ?
- Larutan  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{AuCl}_3$ , dan  $\text{AgNO}_3$  yang terpisah masing-masing dielektrolisis dengan arus listrik 0,1 A dalam waktu yang sama. Jika Cu yang diendapkan sebanyak 0,1 gram, maka masing-masing berapa gram Au dan Ag yang diendapkan ?
- Masing-masing pasangan reaksi berikut aktivitasnya satu ( $a = 1$ ). Masing-masing tentukan reaksi (i) atau (ii) yang dapat berlangsung, kemudian hitunglah potensial sel yang dihasilkan !
  - (i).  $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}/\text{Ag}^+/\text{Ag}$  atau (ii).  $\text{Ag}/\text{Ag}^+/\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$
  - (i).  $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}/\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$  atau (ii).  $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}/\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$
  - (i).  $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}/\text{Ag}^+/\text{Ag}$  atau (ii).  $\text{Ag}/\text{Ag}^+/\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$
  - (i).  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}/\text{Ag}^+/\text{Ag}$  atau (ii).  $\text{Ag}/\text{Ag}^+/\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$
- Sel elektrokimia dengan jembatan garam  $\text{K}_2\text{SO}_4$  menggunakan elektroda Fe dalam larutan  $\text{FeSO}_4$  dan elektroda Zn dalam larutan  $\text{ZnSO}_4$ .
  - Tentukan manakah elektroda positif dan negatifnya?
  - Tuliskan reaksi yang terjadi!
  - Berapakah potensial sel yang dihasilkan?