

ELEKTROLISIS

Part I

Definisi

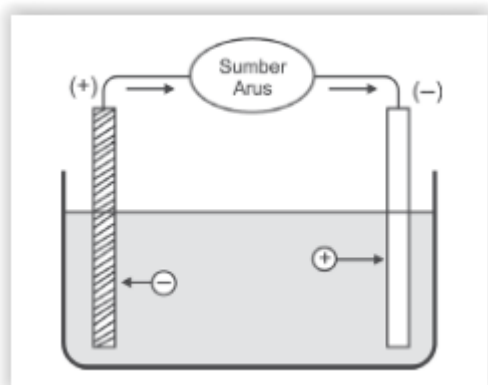
Penguraian senyawa berbentuk larutan, lelehan atau cairan biasa oleh arus listrik yang mengalir melalui senyawa tersebut.

Part II

Elektrolisis

- Pada sel volta telah dipelajari bahwa dari reaksi spontan menghasilkan arus listrik atau dengan kata lain terjadi perubahan energi kimia menjadi energi listrik pada sel volta. Sebaliknya pada elektrolisis, reaksi redoks yang tidak spontan dapat berlangsung dengan dialiri arus listrik, terjadi perubahan energi listrik menjadi reaksi kimia.
- Komponen pada sel elektrolisis sebagai berikut:
 - baterai sebagai sumber listrik
 - kabel
 - elektrode
 - elektrolit

Berikut ini diagram sel elektrolisis

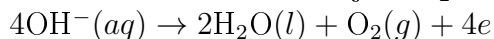


Arus listrik mengalir dari kutub negatif baterai melewati elektroda negatif / katoda menuju larutan. Ion positif akan menangkap elektron sehingga terjadi reaksi reduksi. Ion-ion dari elektrolit akan bergerak ke elektroda tertentu. Untuk ion-ion positif akan bergerak ke elektrode negatif (katoda) dan ion-ion negatif akan bergerak ke elektrode positif (anoda). Pada katoda akan terjadi reaksi reduksi dari ion-ion elektrolit sedangkan pada anoda akan terjadi reaksi oksidasi dari ion-ion elektrolit atau elektrodanya tergantung dari elektroda yang digunakan (elektroda inert atau reaktif).

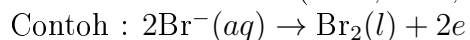
- Reaksi yang terjadi pada sel elektrolisis:

- Reaksi pada anoda: oksidasi

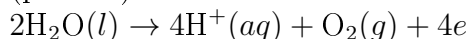
- * Ion OH^- teroksidasi menjadi H_2O dan gas O_2



- * Ion sisa asam halida (Cl^- , Br^- , I^-) teroksidasi menjadi molekulnya.



- * Ion sisa asam oksida (SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-}) tidak teroksidasi, yang teroksidasi adalah air (pelarut).



- * Bila anoda terbuat selain dari Pt, Au, atau C, maka anoda ikut teroksidasi.

Contoh :

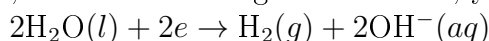


- Reaksi pada Katoda: Reduksi

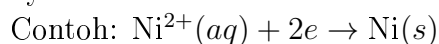
- * Ion H^+ tereduksi menjadi gas H_2 : $2\text{H}^+(aq) + 2e \rightarrow \text{H}_2(g)$

- * Ion-ion logam :

Ion-ion logam alkali dan alkali tanah (Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} dan lain-lain) serta Al^{3+} , Mn^{2+} tidak mengalami reduksi, yang tereduksi adalah air (pelarut).



Ion-ion logam selain alkali dan alkali tanah serta Al^{3+} , Mn^{2+} tereduksi menjadi logamnya.



- Hukum Faraday I: "Massa zat yang terjadi atau melarut selama proses elektrolisis berbanding lurus dengan jumlah muatan listrik yang melalui sel elektrolisis"

$$w = eF$$

Ket:

w = massa zat hasil elektrolisis (gram)

e = massa ekuivalen zat hasil elektrolisis, $e = \frac{Ar}{valensi}$

F = jumlah arus listrik (Faraday)

Karena 1 Faraday setara dengan 96.500 coulomb, sedangkan 1 coulomb = 1 ampere detik, maka Hukum Faraday dapat dijabarkan menjadi

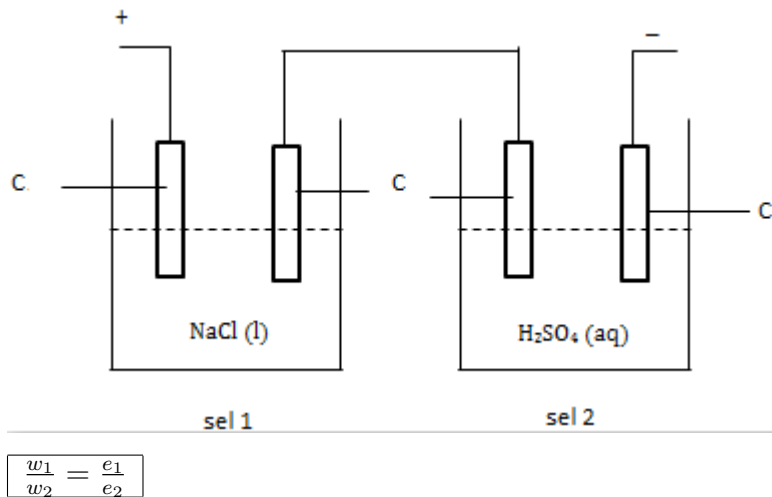
$$w = \frac{eit}{96.500}$$

Ket:

i = kuat arus listrik (ampere)

t = lama elektrolisis atau waktu (detik)

- Hukum Faraday II: "Jumlah zat yang dihasilkan oleh arus yang sama di dalam beberapa sel yang berbeda berbanding lurus dengan massa ekuivalen zat." Hukum ini berlaku jika ada dua sel elektrolisis yang disusun seri. Contoh sebagai berikut:

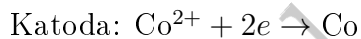
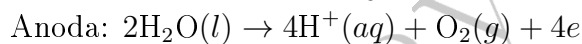
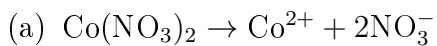


Part III

Contoh soal dan pembahasan

1. Larutan $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ dialiri arus listrik sebesar 0,2 A selama 2 jam. (Ar Co =59)
- Tuliskan reaksi yang terjadi pada anoda dan katoda
 - Tuliskan observasi pada proses elektrolisis tersebut.
 - Berapakah logam Co yang mengendap?

Jawab



(b) Pada anoda terbentuk gelembung-gelembung gas dan pada katoda terbentuk logam Co.

(c) $I = 0,2 \text{ A}$, $t = 2 \text{ jam} = 7200 \text{ detik}$

$$\begin{aligned}
 w &= \frac{eit}{96500} \\
 &= \frac{59}{2} \times 2 \times 7200 \text{ gram} \\
 &= 4,4 \text{ gram}
 \end{aligned}$$