

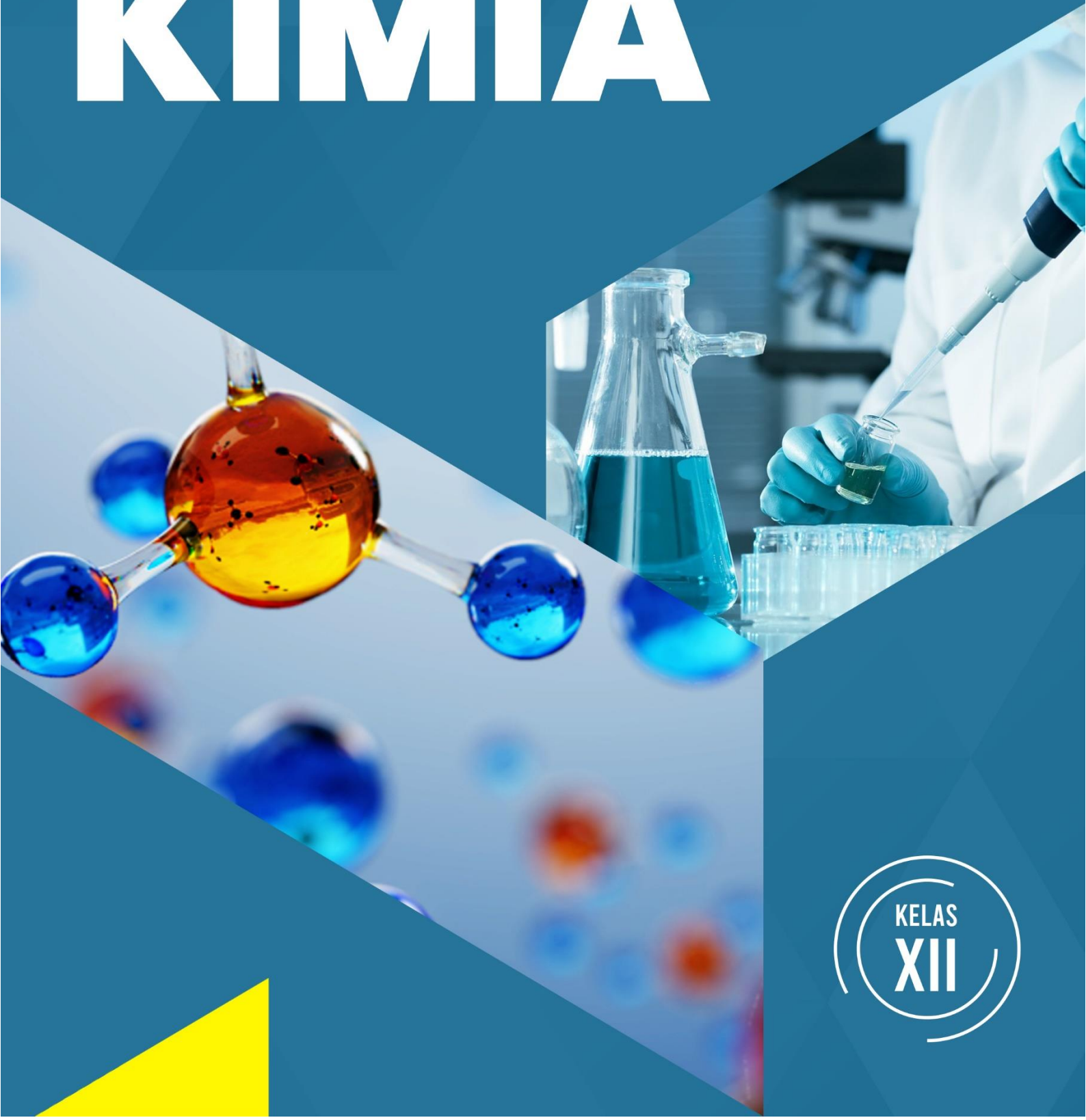


KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN
DIREKTORAT JENDERAL PENDIDIKAN ANAK USIA DINI,
PENDIDIKAN DASAR DAN PENDIDIKAN MENENGAH
DIREKTORAT SEKOLAH MENENGAH ATAS
2020



Modul Pembelajaran SMA

KIMIA



KELAS
XII



SEL ELEKTROLISIS

KIMIA KELAS XII

PENYUSUN
Arni Wiyati, S.Pd.
SMAN 6 Surabaya

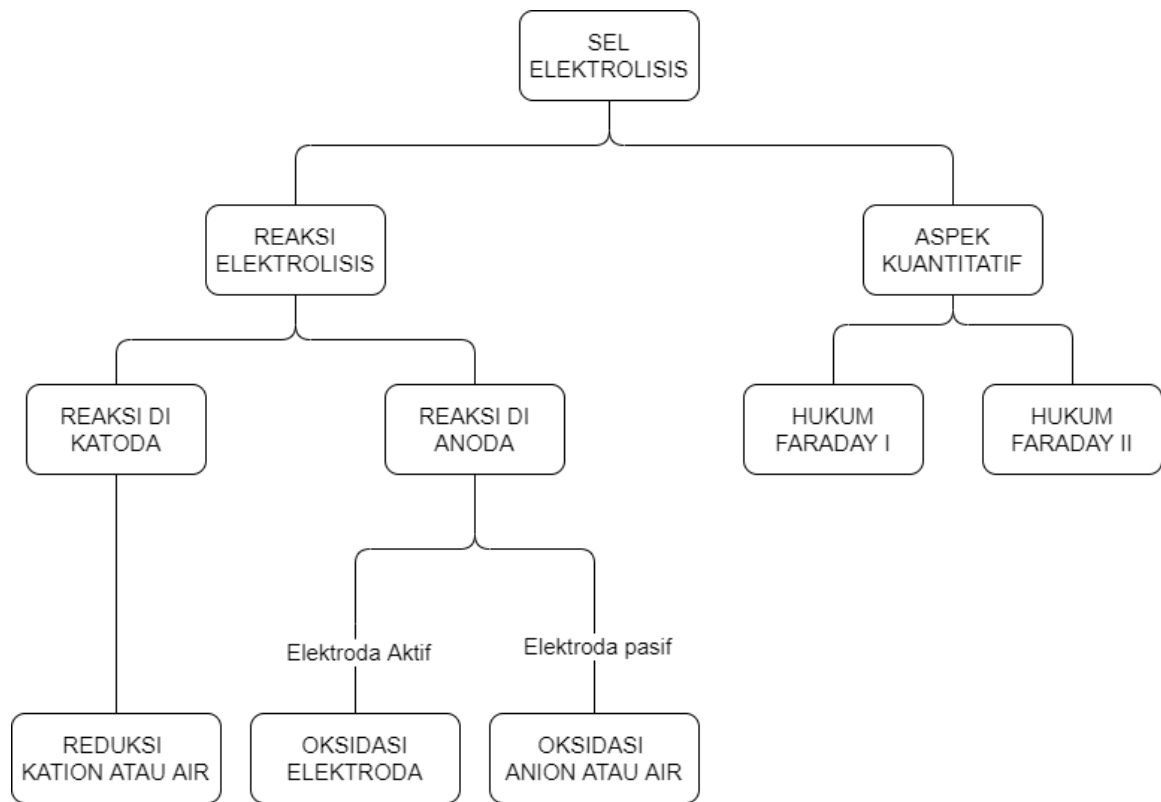
DAFTAR ISI

PENYUSUN	2
DAFTAR ISI	3
GLOSARIUM	4
PETA KONSEP	5
PENDAHULUAN	6
A. Identitas Modul	6
B. Kompetensi Dasar	6
C. Deskripsi Singkat Materi	6
D. Petunjuk Penggunaan Modul	6
E. Materi Pembelajaran	7
KEGIATAN PEMBELAJARAN 1	8
SEL ELEKTROLISIS	8
A. Tujuan Pembelajaran	8
B. Uraian Materi	8
C. Rangkuman	12
D. Penugasan Mandiri	13
E. Latihan Soal	13
F. Penilaian Diri	16
KEGIATAN PEMBELAJARAN 2	17
HUKUM FARADAY	17
A. Tujuan Pembelajaran	17
B. Uraian Materi	17
1. Hukum Faraday I	17
2. Hukum Faraday II	20
C. Rangkuman	21
D. Latihan Soal	22
E. Penilaian Diri	24
EVALUASI	25
DAFTAR PUSTAKA	29

GLOSARIUM

Elektrolisis	: sel elektrokimia yang mengubah energi listrik menjadi energi kimia.
BBH	: Bahan Bakar Hidrogen.
Katoda	: elektroda tempat terjadinya reduksi
Anoda	: elektroda tempat terjadinya oksidasi.
Overload	: perbedaan antara potensial sebenarnya yang diperlukan untuk memulai reaksi elektrolisis dengan potensial teoritis.
Elektroda inert	: elektroda dari bahan pengantar listrik yang tidak terlibat dalam reaksi.
Elektroda aktif	: elektroda dari bahan pengantar listrik yang terlibat dalam reaksi karena reaktif atau mudah teroksidasi.
Sel Downs	: sel elektrolisis untuk menghasilkan logam Natrium dalam proses industri.
Hukum Faraday I	: hukum yang menyatakan bahwa massa zat yang diendapkan dalam proses elektrolisis sebanding dengan kuat arus dan waktu reaksinya.
Hukum Faraday II	: hukum yang menyatakan bahwa massa zat yang diendapkan dalam proses elektrolisis sebanding dengan kuat arus dan waktu reaksinya.
Massa ekuivalen	: massa yang secara stoikiometri setara dengan 1 mol elektron.
Ampere	: satuan dari arus listrik.
Tetapan Faraday	: tetapan yang menyatakan muatan listrik tiap 1 mol elektron. Nilai tetapan Faraday = 96.500 Coulomb/mol
Aspek kuantitatif	: besaran-besaran yang dapat dinyatakan dalam bentuk angka atau nilai.

PETA KONSEP



PENDAHULUAN

A. Identitas Modul

Mata Pelajaran	: Kimia
Kelas	: XII
Alokasi Waktu	: 8 Jam Pelajaran
Judul Modul	: Sel Elektrolisis

B. Kompetensi Dasar

- 3.1 Menerapkan stoikiometri reaksi redoks dan hukum Faraday untuk menghitung besaran-besaran yang terkait sel elektrolisis
- 4.1 Menyajikan rancangan prosedur penyepuhan benda dari logam dengan ketebalan lapisan dan luas tertentu

C. Deskripsi Singkat Materi

Modul yang berjudul elektrolisis ini akan memberikan pengetahuan pada kalian tentang reaksi-reaksi yang terjadi pada katoda dan anoda pada sel elektrolisis, serta penerapan konsep stoikiometri reaksi redoks dan hukum Faraday.

Reaksi-reaksi pada sel elektrolisis memenuhi ketentuan tertentu baik untuk reaksi reduksi di katoda dan reaksi oksidasi di katoda, dengan memperhatikan potensial reduksi standar zat yang terlibat dalam reaksi, juga memperhatikan jenis elektroda yang digunakan, baik elektroda inert dan elektroda aktif yang cenderung mengalami oksidasi di anoda.

Konsep stoikiometri atau perhitungan kimia lebih terfokus untuk menghitung besaran-besaran yang terkait sel elektrolisis. Besaran-besaran yang dimaksud adalah besaran yang terkait zat hasil sel elektrolisis (massa endapan atau volume gas), kuat arus dan waktu yang diperlukan untuk elektrolisis.

D. Petunjuk Penggunaan Modul

Agar proses belajar kalian lebih efektif dan bisa mendapatkan hasil belajar yang maksimal maka berikut diberikan petunjuk penggunaan modul.

Hal yang perlu kalian lakukan adalah:

1. Untuk mempelajari materi tentang Sel Elektrolisis dan Hukum Faraday, kalian harus menguasai terlebih dahulu konsep reaksi redoks, reaksi spontan dan tidak spontan serta potensial reduksi unsur.
2. Lihatlah peta konsep untuk melihat lingkup bahasan materi dan keterkaitannya.
3. Senantiasa perhatikan tujuan pembelajaran agar apa yang kita pelajari menjadi lebih fokus.
4. Pelajari kegiatan belajar sesuai urutan dalam modul, dengan mengembangkan rasa ingin tahu, berpikir kritis dan kreatif.
5. Kerjakan tugas mandiri dengan sungguh-sungguh dan bertanggung jawab untuk melatih keterampilan berpikir.
6. Senantiasa kerjakan latihan soal secara mandiri kemudian kalian bisa memeriksa jawaban dan pembahasannya.
7. Isilah tabel penilaian diri dengan jujur agar benar-benar dapat mengukur ketercapaian kalian dalam belajar.

E. Materi Pembelajaran

Modul ini terbagi menjadi **2** kegiatan pembelajaran dan di dalamnya terdapat uraian materi, contoh soal, penugasan mandiri, soal latihan dan soal evaluasi.

Pertama : Sel Elektrolisis

Kedua : Hukum Faraday

KEGIATAN PEMBELAJARAN 1

SEL ELEKTROLISIS

A. Tujuan Pembelajaran

Setelah kegiatan pembelajaran 1 ini kalian diharapkan dapat menuliskan reaksi pada katoda dan anoda pada sel elektrolisis.

B. Uraian Materi

Tahukah kalian bahwa air dapat diubah menjadi gas hidrogen? kemudian bisa dijadikan sebagai bahan bakar? BBH atau bahan bakar hidrogen adalah sumber energi masa depan yang bersifat ecoenergy dengan proses pembakaran yang hanya menghasilkan air dan energi berupa listrik dan panas. Teknologi BBH ini masih jarang yang menggunakan karena sangat sulit mengontrol besarnya energi yang dihasilkan karena menyebabkan ledakan. Sementara kalian bisa kesampingkan efek ledakannya. Tidak salah jika kalian mau mempelajari hal ini, karena sebenarnya ada kemungkinan menyulap air menjadi komoditas mahal bukan? Kebetulan negara kita 2/3 wilayahnya terdiri dari air. Ini juga bisa menjadi bagian akhir dari solusi krisis energi BBM. Lalu bagaimana cara mengubah air menjadi gas hidrogen? Dalam laboratorium cara ini disebut elektrolisis.



Gambar 1.1 Mobil dengan bahan bakar gas hidrogen

Selain teknologi super canggih yang dipaparkan diatas, kalian pasti juga masih ingat tentang cara cara untuk mencegah perkaratan pada besi bukan? Salah satu caranya adalah dengan pelapisan logam menggunakan logam lain yang tidak mudah berkarat. Pada teknik ini logam dilapisi logam lain menggunakan proses elektrolisis.

Teknik pelapisan logam yang paling sederhana terjadi pada proses penyepuhan logam emas di pasar. Nyaris tanpa sentuhan teknologi mutakhir, hanya sekedar menggunakan alat-alat manual yang didukung keterampilan pengrajin, perhiasan imitasi tampak cemerlang berbalut emas. Ibu-ibu akan dengan mudah mendapatkan perhiasan secantik emas dengan harga relatif murah sekitar Rp 50.000,- Rp 80.000,- pergram.

Aplikasi sel elektrolisis juga bisa kalian lihat pada jasa pengisian ulang aki atau yang biasa disebut “setrum aki” oleh masyarakat. Teknik ini dilakukan untuk memberikan muatan ulang pada aki agar bisa digunakan Kembali. Pengisian aki dilakukan dengan cara memberikan arus listrik sehingga terjadi reaksi kimia dalam aki yang mengembalikan kadar elektrolit dalam aki.

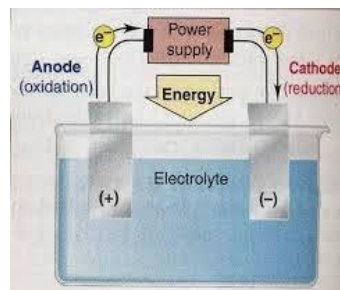
1. Prinsip Kerja Sel Elektrolisis

Sel elektrolisis merupakan sel elektrokimia yang mana energi listrik digunakan untuk menjalankan reaksi redoks itu tidak spontan. Elektrolisis dapat didefinisikan sebagai reaksi peruraian zat menggunakan arus listrik. Prinsip kerja dari sebuah sel elektrolisis adalah menghubungkan kutub negatif dari sumber arus searah dengan katoda dan kutub positif ke anoda, sehingga terjadi overpotensial yang menyebabkan suatu reaksi reduksi serta oksidasi yang tidak spontan bisa berlangsung. Elektron akan mengalir dari katode ke anode. Ion-ion positif akan cenderung tertarik ke katode dan juga tereduksi, sedangkan untuk ion-ion negatif akan cenderung tertarik ke anode dan teroksidasi.

2. Susunan Sel Elektrolisis

Secara umum, sel elektrolisis ini tersusun dari:

- Sumber listrik.**
Sumber arus yang digunakan adalah sumber arus searah atau DC, bisa menggunakan baterai atau aki.
- Elektroda.**
Elektroda terdiri dari anoda dan katoda. Anoda, yaitu elektroda tempat terjadinya reaksi oksidasi. Katoda, yaitu elektroda tempat terjadinya reaksi reduksi. Elektroda ada dua macam, yaitu inert (sangat sukar bereaksi) dan non inert (bereaksi). Elektroda inert meliputi Karbon (C), Emas (Au), dan Platina (Pt). Elektroda inert tidak akan ikut teroksidasi di anode. Contoh elektrode non inert seperti : tembaga (Cu), seng (Zn), besi (Fe) dan lain.lain.
- Elektrolit**
Elektrolit adalah zat yang dapat menghantarkan listrik, dapat berupa lelehan atau larutan. Elektrolit yang dimaksud bisa berupa asam, basa garam.



Gambar 1.2 Susunan sel elektrolisis

3. Ketentuan Reaksi dalam Sel Elektrolisis

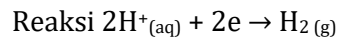
Ada beberapa hal yang harus diperhatikan pada reaksi elektrolisis. Reaksi oksidasi atau reduksi yang terjadi tergantung pada nilai potensial reduksi standar masing-masing zat yang terlibat dalam elektrolisis. Pada katoda selalu terjadi reaksi reduksi. Reaksi yang terjadi tidak dipengaruhi oleh jenis bahan elektroda itu dibuat. Reaksi yang terjadi adalah reduksi kation-kation atau molekul air dalam elektrolisis. Sedangkan reaksi oksidasi di anoda dipengaruhi oleh jenis bahan elektroda tersebut. Jika anoda dari bahan logam aktif maka yang terjadi adalah oksidasi logam aktif tersebut. Jika anoda terbuat dari bahan yang inert maka yang terjadi adalah oksidasi anion atau molekul air dalam sel elektrolisis tersebut. Untuk lebih jelasnya kalian bisa mempelajari ketentuan reaksi dalam sel elektrolisis sebagai berikut:

a. Reaksi Reduksi di Katoda

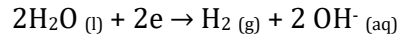
Tidak bergantung dari jenis elektrodanya.

- 1) H^+ dari asam akan direduksi menjadi H_2

Reduksi kation H^+



- 2) Kation dari larutan yang mengandung ion golongan IA, IIA, IIIA dan Mn^{2+} dalam bentuk larutan tidak mengalami reduksi. H_2O yang akan direduksi menurut reaksi :



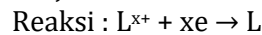
- 3) Kation L^{x+} dari lelehan garam IA, IIA, IIIA.

Terjadi reduksi kation garam tersebut.



- 4) Kation dari garam selain dari golongan IA, IIA, IIIA dan Mn^{2+}

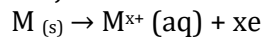
Terjadi reduksi kation tersebut.

**b. Reaksi Oksidasi di Anoda**

Reaksi yang terjadi tergantung dari jenis elektroda.

- 1) Anoda dari logam aktif (M)

Terjadi oksidasi elektroda tersebut.



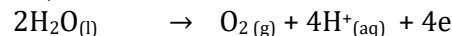
- 2) Anoda dari bahan inert (C, Au atau Pt)

Terjadi oksidasi anion atau molekul air dengan ketentuan, yang berada dalam larutan.

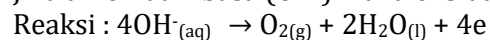
- Jika anion dari larutan garam halida(X^-),

Terjadi oksidasi anion tersebut, dengan reaksi : $2X^-_{(aq)} \rightarrow X_{2(g)} + 2e$

- Jika anion beroksigen (SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-}), maka reaksi oksidasi air, menurut reaksi :



- Jika anion dari basa (OH^-) maka oksidasi ion OH^- tersebut.

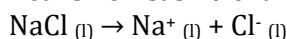


Perhatikan contoh beberapa sel elektrolisis berikut:

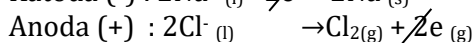
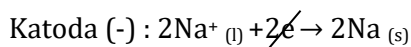
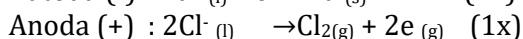
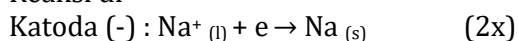
1. Elektrolisis lelehan NaCl dengan elektroda C.

Elektrolit NaCl berupa lelehan, maka reduksi kation yang ada, dan karena elektroda inert maka oksidasi anion yang tidak beroksigen (Cl^-).

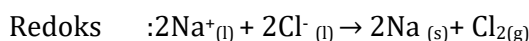
Reaksi ionisasi lelehan NaCl:



Reaksi di

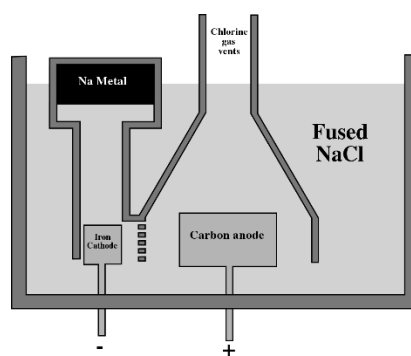


----- +



Dari reaksi di katoda didapatkan hasil berupa logam Na dan dari anoda didapatkan hasil gas klorin.

Dalam industri teknik ini digunakan untuk memproduksi logam natrium dengan alat yang disebut **sel Downs**. Alat ini dielektrolisis campuran lelehan NaCl dan CaCl_2 . Logam natrium dan calcium terjadi di katoda dan mengambang, dan gas klorin terbentuk di anoda. Gas klorin segera dipisahkan agar tidak kembali bereaksi dengan natrium atau calcium, untuk selanjutnya dimurnikan dan dijual sebagai produk yang bernilai tinggi.

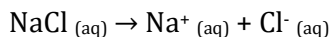


Gambar 1.3 Sel Downs

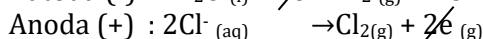
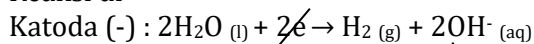
2. Elektrolisis larutan NaCl dengan elektroda C.

Karena kation terlarut dalam air adalah dari golongan IA, maka terjadi persaingan antara ion Na^+ (aq) dan molekul air dalam mengalami reduksi. Air akan tereduksi karena mempunyai potensial reduksi lebih besar dari pada Na^+ .

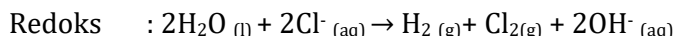
Reaksi ionisasi larutan NaCl:



Reaksi di



----- + (dijumlah)

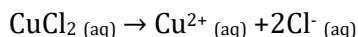


Dari reaksi di katoda didapatkan hasil berupa gas hidrogen dan bersifat basa, sedangkan dari anoda didapatkan hasil gas klorin.

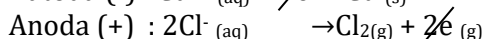
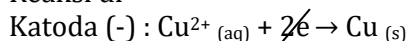
3. Elektrolisis larutan CuCl_2 dengan elektroda C.

Karena kation terlarut dalam air bukan dari golongan IA, IIA, IIIA maka terjadi reduksi ion tersebut karena Cu mempunyai potensial reduksi yang lebih besar dari pada air.

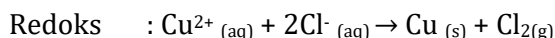
Reaksi ionisasi larutan NaCl:



Reaksi di



----- + (dijumlah)

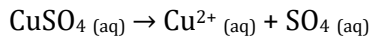


Dari reaksi di katoda didapatkan hasil berupa logam Cu dan dari anoda didapatkan hasil gas klorin.

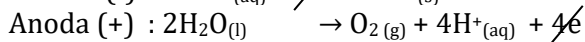
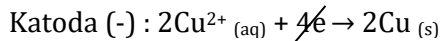
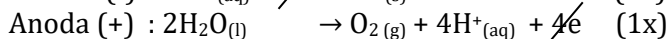
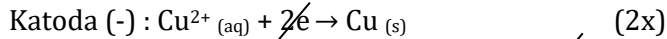
4. Elektrolisis larutan CuSO_4 dengan elektroda C.

Karena kation terlarut dalam air bukan dari golongan IA, IIA, IIIA maka terjadi reduksi ion tersebut karena Cu mempunyai potensial reduksi yang lebih besar dari pada air. Kemudian di anoda akan terjadi oksidasi air, karena anion beroksigen.

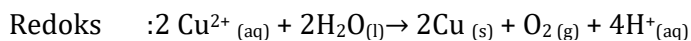
Reaksi ionisasi larutan CuSO_4 :



Reaksi di



----- + (dijumlah)

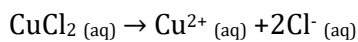


Dari reaksi di katoda didapatkan hasil berupa logam Cu dan dari anoda didapatkan hasil gas oksigen dan ion H^+ (asam)

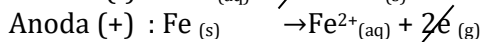
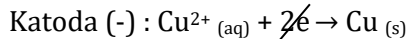
5. Elektrolisis larutan CuCl_2 dengan elektroda Besi (Fe).

Perhatikan bahwa elektroda dari besi yang merupakan bahan aktif, maka di anoda akan terjadi oksidasi elektroda tersebut sehingga elektroda Fe semakin keropos atau menipis.

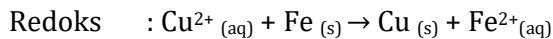
Reaksi ionisasi larutan NaCl :



Reaksi di



----- + (dijumlah)



Dari reaksi di katoda didapatkan hasil berupa logam Cu dan dari anoda didapatkan hasil ion Fe^{2+} yang kemudian larut.

C. Rangkuman

Elektrolisis adalah sel elektrokimia yang mengubah listrik menjadi energi kimia. Sel elektrolisis tersusun atas sumber arus, elektroda dan elektrolit. Elektroda terdiri dari anoda dan katoda. Anoda tempat terjadi reaksi oksidasi, katoda tempat reaksi reduksi. Ketentuan reaksi di elektroda tergantung pada potensial reduksi kation anion atau elektroda itu sendiri.

1. Susunan sel elektrolisis

- Sumber arus.
- Elektroda.
- Elektrolit.

2. Ketentuan reaksi di elektroda

a. Reaksi Reduksi di Katoda

Tidak bergantung dari jenis bahan elektroda.

- H^+ dari asam

Reduksi kation H^+

- Kation dari larutan yang mengandung ion golongan IA, IIA, Al^{3+} dan Mn^{2+} .

Terjadi reaksi reduksi air.

- 3) Kation L^{x+} dari lelehan garam IA, IIA, Al^{3+} dan Mn^{2+} .

Terjadi reduksi kation garam tersebut.

- 4) Kation dari garam selain dari golongan IA, IIA, Al^{3+} dan Mn^{2+} .

Terjadi reduksi kation tersebut.

b. Reaksi Oksidasi di Anoda

Reaksi yang terjadi tergantung dari jenis elektroda.

- 1) Anoda dari logam aktif (M)

Terjadi oksidasi elektroda tersebut.

- 2) Anoda dari bahan inert (C, Au atau Pt)

Terjadi oksidasi anion atau molekul air dengan ketentuan, yang berada dalam larutan.

- Jika anion dari larutan garam halida(X^-),
Terjadi oksidasi anion tersebut.
- Jika anion beroksigen (SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-}), maka reaksi oksidasi air.
- Jika anion dari basa (OH^-) maka oksidasi ion OH^- tersebut menghasilkan oksigen

D. Penugasan Mandiri

Untuk meningkatkan pengetahuan dan kalian tentang sel elektrolisis, kerjakan tugas mandiri berikut:

Tugas :

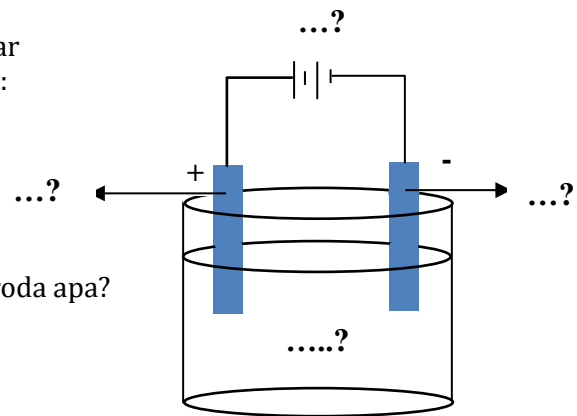
Rancanglah sebuah sel elektrolisis dengan tujuan melapisi sendok besi menggunakan logam tembaga.

1. Berikan keterangan bahan pada gambar untuk tiap bagian dari sel menyangkut:

- a. Sumber arus
- b. Katoda
- c. Anoda
- d. Elektrolit

2. Sendok besi diposisikan sebagai elektroda apa?

3. Tulis reaksi pada setiap elektroda dan tulis reaksi redoksnya!



Gambar 1.4 diagram sel elektrolisis

E. Latihan Soal

1. Tuliskan reaksi pada katoda, anoda dan reaksi redoks yang terjadi untuk elektrolisis larutan NaOH dengan elektroda platina.
2. Tuliskan reaksi pada katoda, anoda dan reaksi redoks yang terjadi untuk elektrolisis larutan HCl dengan elektroda emas.
3. Tuliskan reaksi pada katoda, anoda dan reaksi redoks yang terjadi untuk elektrolisis larutan $Cu(NO_3)_2$ dengan elektroda karbon.
4. Tuliskan reaksi pada katoda, anoda dan reaksi redoks yang terjadi untuk elektrolisis larutan.

Kunci Jawaban dan Pembahasan Soal Latihan

No	Kunci Jawaban	Keterangan (Pembahasan)	skor
1	Reaksi ionisasi NaOH $\text{NaOH}_{(aq)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$		1
	Reaksi di		
	Katoda : $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2e \rightarrow \text{H}_{2(g)} + 2\text{OH}^-_{(aq)}$ (2x)	Karena Na^+ kation dari golongan IA maka reduksi air.	1
	Anoda : $4\text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \text{O}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 4e$	Karena platina elektroda inert, maka oksidasi anion OH^- dari basa NaOH	1
	$\begin{array}{l} \text{Katoda : } 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2e \rightarrow \text{H}_{2(g)} + 2\text{OH}^-_{(aq)} \\ \text{Anoda : } 4\text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \text{O}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 4e \\ \hline \text{-----} + \end{array}$	Zat kanan dan kiri sama bisa dihilangkan. Untuk H_2O selisih 2 lebih banyak pada sisi kiri.	1
	Redoks : $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$	Hasil penjumlahan reaksi oksidasi dan reduksi.	1
2.	Reaksi ionisasi HCl $\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$		1
	Reaksi di		
	Katoda : $2\text{H}^+_{(aq)} + 2e \rightarrow \text{H}_{2(g)}$	Kation dari asam, maka reduksi H^+	1
	Anoda : $2\text{Cl}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Cl}_{2(g)} + 2e$	Emas adalah elektroda inert, maka oksidasi anion yang tidak beroksigen (Cl^-)	1
	$\begin{array}{l} \text{Katoda : } 2\text{H}^+_{(aq)} + 2e \rightarrow \text{H}_{2(g)} \\ \text{Anoda : } 2\text{Cl}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Cl}_{2(g)} + 2e \\ \hline \text{-----} + \end{array}$		
	Redoks : $2\text{H}^+_{(aq)} + 2\text{Cl}^-_{(aq)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$	Hasil penjumlahan reaksi oksidasi dan reduksi.	1
3	Reaksi ionisasi CuNO_3 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2_{(aq)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2\text{NO}_3^-_{(aq)}$	Kation Cu^{2+} bukan dari golongan IA, IIA, IIIA atau Mn^{2+} , maka	1

		reduksi kation tersebut.	
	Reaksi di		
	Katoda : $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e} \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$ (2x)	Dikalikan 2 agar jumlah elektron sama	1
	Anoda : $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 4\text{e}$	Karena C adalah elektroda inert, dan anion yang ada beroksigen, maka terjadi oksidasi air.	1
	Katoda : $2\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 4\text{e} \rightarrow 2\text{Cu}_{(\text{s})}$ Anoda : $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 4\text{e}$ ----- ----- +		1
	Redoks : $2\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow 2\text{Cu}_{(\text{s})} + \text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{H}^{+}_{(\text{aq})}$	Hasil penjumlahan reaksi oksidasi dan reduksi.	1
4.	Reaksi ionisasi AgNO_3 $\text{AgNO}_{3(\text{aq})} \rightarrow \text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^{-}_{(\text{aq})}$		1
	Reaksi di		
	Katoda : $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} + \text{e} \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$	Kation Ag^{+} bukan gari golongan IA, IIA,IIIA atau Mn^{2+} , maka reduksi kation tersebut.	1
	Anoda : $\text{Ag}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} + \text{e}$	Karena menggunakan elektroda Ag (aktif), maka terjadi oksidasi elektroda tersebut.	1
	Katoda : $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} + \text{e} \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$ Anoda : $\text{Ag}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} + \text{e}$ ----- +	Ag^{+} bisa dicoret karena berada pada larutan yang sama. Sedang Ag kanan dan kiri tidak boleh dicoret karena yang satu menempel di besi (katoda) dan yang satu adalah anoda	1
	Redoks : $\text{Ag}_{(\text{s})} (\text{anoda}) \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})} (\text{katoda})$	Hasil penjumlahan reaksi oksidasi dan reduksi.	1

		Ag kanan dan kiri tidak boleh dicoret karena yang satu menempel di besi (katoda) dan yang satu adalah anoda	
--	--	---	--

Untuk menghitung pencapaian hasil belajar kalian hitung nilai Latihan soal yang sudah kalian kerjakan dengan rumus berikut:

$$\text{Nilai} = \frac{\text{jumlah perolehan skor}}{19} \times 100$$

Berapa nilai kalian ?

Jika nilai kalian sudah memenuhi Kriteria Ketuntasan Minimal (KKM) yang sudah ditentukan sekolah maka lanjutkan mempelajari kegiatan belajar selanjutnya. Tetapi jika kurang dari KKM maka pelajari kembali kegiatan belajar 1 ini.

F. Penilaian Diri

Selanjutnya kalian harus mengisi tabel penilaian diri untuk mengukur tingkat keberhasilan diri kalian dalam penguasaan materi tentang sel elektrolisis.

Tabel Penilaian Diri

No	Pertanyaan	Ya	Tidak
1.	Dapatkah kalian menentukan reaksi pada katoda?		
2.	Dapatkah kalian menentukan reaksi pada anoda?		
3.	Dapatkah kalian menuliskan reaksi redoks dari sel elektrokimia?		
4.	Dapatkah kalian menentukan zat elektrolit yang bisa digunakan untuk mendapatkan logam tertentu dari sel elektrolisis?		
5.	Dapatkah kalian menentukan elektroda yang tepat untuk mendapatkan logam tertentu dari sel elektrolisis?		

Jika menjawab “Tidak” pada salah satu pertanyaan di atas, maka pelajailah kembali materi tersebut sehingga kalian betul-betul dapat menguasai materi. Jangan putus asa untuk mengulang lagi!. Dan apabila kalian menjawab “Ya” pada semua pertanyaan, maka lanjutkan pada kegiatan belajar berikutnya.

KEGIATAN PEMBELAJARAN 2

HUKUM FARADAY

A. Tujuan Pembelajaran

Setelah kegiatan pembelajaran 1 ini diharapkan kalian bisa menghitung besaran-besaran terkait sel elektrolisis.

B. Uraian Materi

Aspek kuantitatif dari elektrolisis dirumuskan oleh Michael Faraday, seorang ahli kimia dan fisika dari Inggris, dalam dua hukum elektrolisis Faraday. Hukum-hukum elektrolisis Faraday menyatakan hubungan antara massa zat yang dihasilkan di elektrode dengan muatan listrik yang disuplai pada elektrolisis.

Aspek kuantitatif dari sel elektrolisis meliputi massa zat hasil, volume gas hasil, jumlah mol elektron, kuat arus, waktu elektrolisis. Dalam hal ini hukum Faraday dinyatakan dalam 2 hukum, yaitu hukum Faraday I dan hukum Faraday II.

1. Hukum Faraday I

Hukum ini menyatakan bahwa massa zat yang diendapkan atau dilarutkan sebanding dengan muatan yang dilewatkan dalam sel dan massa ekuivalen zat tersebut

Hukum Faraday I dinyatakan dalam rumusan :

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

Keterangan

W = massa zat yang dihasilkan (gram)

e = massa ekuivalen

i = kuat arus (ampere)

t = waktu (secon).

F = tetapan Faraday = 96.500 Coulomb/mol

$$Q = i \times t$$

Hukum Faraday dapat ditulis ulang sebagai berikut

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

Dari rumusan di atas dapat diuraikan sebagai berikut:

$$\frac{W}{e} = \text{jumlah mol elektron}$$

$$\frac{i \times t}{F} = \text{jumlah Faraday}$$

Dalam konsep stoikiometri reaksi dapat juga diartikan bahwa:

$$\text{Jumlah Faraday} = \text{jumlah mol elektron}$$

Massa ekivalen (e) adalah massa zat yang secara stoikiometri setara dengan 1 mol elektron.

Massa ekivalen dinyatakan dalam rumus :

$$e = \frac{Ar}{n}$$

Dimana

e = massa ekivalen

Ar = Massa atom relative

n = jumlah elektron yang diterima atau dilepas.

Sehingga hukum Faraday dapat ditulis sebagai berikut:

$$W = \frac{Ar}{n} \times \frac{i \times t}{F}$$

Contoh soal penerapan hukum Faraday 1

1. Tentukan Jumlah faraday untuk mereduksi ion Ca^{2+} dalam bentuk leburan ($Ar \text{ Ca} = 40$) sebanyak 12 gram

Penyelesaian :

Diketahui :

$W = 12 \text{ gram}$

$Ar \text{ Ca} = 40$

Ditanya : Jumlah Faraday =?

Jawab :

Jumlah Faraday = mol elektron.

Dari soal diketahui massa (W) dan Ar spesi yang terlibat dalam reaksi reduksi, maka jumlah Faraday dihitung dari rumus :

$$\text{jumlah Faraday} = \frac{W}{e}$$

Dengan

$$e = \frac{Ar}{n}$$

$$e = \frac{40}{2}$$

$$= 20 \text{ gram/mol}$$

Sehingga didapat

$$\text{jumlah Faraday} = \frac{12}{20}$$

$$= 0,6$$

Jadi untuk mereduksi ion Ca^{2+} ($Ar \text{ Ca} = 40$) sebanyak 12 gram adalah 0,6 Faraday.

2. Berapa gram kalsium yang dapat dihasilkan dari elektrolisis lelehan CaCl_2 dengan elektroda grafit selama satu jam jika digunakan arus 10 A? ($A_r \text{ Ca} = 40$)

Penyelesaian:

Diketahui

$i = 10 \text{ A}$

$t = 1 \text{ jam} = 3.600 \text{ s}$

Ditanya : Massa Calsium = ?

Jawab :

Massa Ca yang dihasilkan dapat dihitung dengan rumus:

$$W = \frac{Ar}{n} \times \frac{i \times t}{F}$$

Setengah reaksi reduksi kalsium pada elektrolisis: $\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ca}$, $n = 2$ sehingga:

$$W = \frac{40}{2} \times \frac{10 \times 3.600}{96500}$$

$$W = 7,461 \text{ gram}$$

Jadi didapatkan Kalsium sebanyak 7,461 gram

3. Hitunglah volum gas hidrogen pada keadaan STP yang terbentuk dari elektrolisis larutan KBr menggunakan arus 1,93 A selama 5 menit.

Penyelesaian

Jawab:

Diketahui

$i = 1,93 \text{ A}$

$t = 5 \text{ menit} = 300 \text{ s}$

Ditanya : Volume gas hidrogen = ?

Jawab :

Volume gas hidrogen dapat dihitung secara stoikiometri dari reaksi yang menghasilkan gas hidrogen, yaitu pada katoda.

Katoda : $2\text{H}_2\text{O(l)} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2\text{(g)} + 2\text{OH}^-\text{(aq)}$

Karena dari soal diketahui kuat arus (i) dan waktu elektrolisis (t) maka kalian bisa menghitung jumlah mol elektron dulu, kemudian mol elektron diperbandingkan dengan mol gas H_2 .

$$\text{Jumlah mol elektron} = \frac{i \times t}{96.500} = 0,006 \text{ mol}$$

$$\text{Jumlah mol elektron} = \frac{1,93 \times 300}{96.500} = 0,006 \text{ mol}$$

Sesuai perbandingan koefisien reaksi H_2 dan elektron didapat

$$\frac{\text{mol H}_2}{\text{mol elektron}} = \frac{1}{2}$$

$$\begin{aligned} \text{Mol H}_2 &= \frac{1}{2} \times \text{mol elektron} \\ &= \frac{1}{2} \times 0,006 \text{ mol} \\ &= 0,003 \text{ mol} \end{aligned}$$

Jadi volume gas H_2 pada kondisi STP adalah

$$\begin{aligned} V &= \text{mol} \times 22,4 \text{ L/mol} \\ &= 0,003 \times 22,4 \\ &= 0,0672 \text{ L} \end{aligned}$$

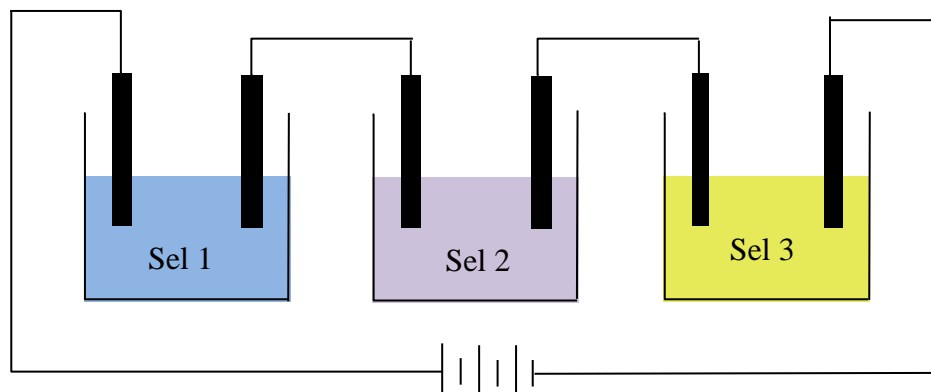
2. Hukum Faraday II

Hukum Faraday II menyatakan bahwa “Massa zat yang dihasilkan pada suatu elektroda selama elektrolisis (W) berbanding lurus dengan massa ekuivalen (e) zat tersebut.”

Oleh karena itu, jika beberapa sel elektrolisis disusun secara seri atau arus listrik sama (jumlah muatan listrik yang sama juga), maka perbandingan massa zat-zat yang dihasilkan akan sama dengan perbandingan massa ekuivalennya masing-masing.

$$\frac{W_1}{W_2} = \frac{e_1}{e_2}$$

Berikut skema sel elektrolisis yang disusun secara seri



Gambar 2.1. Sel elektrolisis yang disusun secara seri

Contoh soal penerapan hukum Faraday II

Sejumlah arus listrik alirkan melalui larutan $AgNO_3$ dan larutan $CuSO_4$. Bila logam perak yang diendapkan sebanyak 21,6 gram, berapa gram logam tembaga yang diendapkan?

Penyelesaian

Diketahui

Ar Ag = 108

Ar Cu = 63,5

W Ag = 21,6 gram

Ditanya: W Cu = ?

Jawab :

Dari soal diketahui bahwa terdapat dua buah sel elektrolisis dengan masing-masing berisi larutan $AgNO_3$ dan larutan $CuSO_4$. Hubungan massa hasil reaksi kedua sel tersebut adalah

$$\frac{W_{Cu}}{W_{Ag}} = \frac{e_{Cu}}{e_{Ag}}$$

Reaksi reduksi Ag^+ dari larutan AgNO_3 adalah sebagai berikut:

$\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + e \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$ dari ini didapat $n = 1$

$$e\text{Ag} = \frac{Ar \text{ Ag}}{n}$$

$$e\text{Ag} = \frac{Ar \ 108}{1}$$

$$= 108$$

Reaksi reduksi Cu^{2+} dari larutan CuSO_4 adalah sebagai berikut:

$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2e \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$ dari ini di dapat $n = 2$.

$$e\text{Cu} = \frac{Ar \text{ Cu}}{n}$$

$$e\text{Cu} = \frac{Ar \ 63,5}{2}$$

$$= 31,75$$

Maka untuk menghitung massa Cu yang diendapkan adalah

$$\frac{W\text{Cu}}{W\text{Ag}} = \frac{e\text{Cu}}{e\text{Ag}}$$

$$\frac{W\text{Cu}}{21,6} = \frac{31,75}{108}$$

$$W \text{ Cu} = \frac{31,75}{108} \times 21,6$$

$$W \text{ Cu} = 6,35 \text{ gram}$$

Jadi dari kasus tersebut dihasilkan Cu sebanyak 6,35 gram

C. Rangkuman

Hukum Faraday dapat digunakan untuk menyatakan aspek kuantitatif zat-zat yang terlibat dalam reaksi dalam sel elektrolisis. Aspek kuantitatif tersebut dapat berupa massa (W), volume (V), jumlah mol elektron, kuat arus (i) dan waktu (t) elektrolisis.

1. **Hukum Faraday I** menyatakan bahwa massa zat yang diendapkan atau dilarutkan sebanding dengan muatan yang dilewatkan dalam sel dan massa ekuivalen zat tersebut

Hukum Faraday I dinyatakan dalam rumusan :

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

Dimana

$$e = \frac{Ar}{n}$$

Sehingga hukum Faraday dapat ditulis sebagai berikut:

$$W = \frac{Ar}{n} \times \frac{i \times t}{F}$$

2. **Hukum Faraday II** menyatakan bahwa "Massa zat yang dihasilkan pada suatu elektroda selama elektrolisis (W) berbanding lurus dengan massa ekuivalen (e) zat tersebut."

Jadi jika sel elektrolisis disusun secara seri, didapatkan suatu persamaan:

$$\frac{W_1}{W_2} = \frac{e_1}{e_2}$$

D. Latihan Soal

1. Jumlah Faraday arus yang diperlukan untuk reaksi oksidasi 1 mol H_2S dengan KMnO_4 menghasilkan H_2SO_4 dan MnO_2 adalah ...
2. 10 Ampere arus listrik dialirkan melalui 1 liter AgNO_3 diperoleh 21,6 gram logam perak. Berapa lama waktu yang diperlukan untuk proses tersebut?
3. Tentukan massa seng yang mengendap ($\text{Ar Zn} = 65,5$), jika ke dalam larutan ZnSO_4 dialirkan arus listrik 10 ampere selama 193 detik.
4. Arus listrik dialirkan melalui larutan NiSO_4 menghasilkan 3,175 gram endapan nikel. Jika diketahui $\text{Ar Ag} = 108$ dan $\text{Ar Ni} = 59$, Tentukan jumlah logam Ag yang mengendap jika arus listrik yang sama dialirkan pada AgNO_3 .

Kunci Jawaban dan Pembahasan Latihan Soal

No.	Kunci Jawaban	Keterangan (Pembahasan)	skor
1	Reaksi $S^{2-} + 4H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 8H^+ + 8e$	Reaksi oksidasi	1
	Mol S^{2-} : mol elektron = 1 : 8	Secara stoikiometri perbandingan mol = perbandingan koefisien reaksi.	1
	Jumlah Faraday = jumlah mol elektron = 8 mol		1
2	Rumus $W = \frac{e \times i \times t}{F}$ $21,6 = \frac{108/1 \times 10 \times t}{96500}$	Hubungan massa, arus listrik dan waktu elektrolisis Terdapat pada hukum Faraday I.	1
	$t = \frac{21,6 \times 96.500}{108 \times 10}$		1
3	Reaksi $Zn^{2+} + 2e \rightarrow Zn$	Reaksi reduksi	1
	Rumus $W = \frac{e \times i \times t}{F}$ $W = \frac{65,5/2 \times 10 \times 193}{96500}$	Hubungan massa, arus listrik dan waktu elektrolisis Terdapat pada hukum Faraday I.	1
	$W = \frac{65,5/2 \times 10 \times 193}{96500}$		1
	$W = 0,655 \text{ gram}$		1
4	$\frac{W_{Ag}}{W_{Ni}} = \frac{e_1}{e_2}$	Hubungan dua sel elektrolisis yang dialiri arus listrik yang sama dijelaskan dalam hukum Faraday II	1
	Reaksi : $Ni^{2+} + 2e \rightarrow Ni$ $Ag^+ + e \rightarrow Ag$		1
	$\frac{W_{Ag}}{W_{3,175}} = \frac{108/1}{59/2}$		1
	$W_{Ag} = 11,6 \text{ gram}$		1

Untuk menghitung pencapaian hasil belajar kalian hitung nilai Latihan soal yang sudah kalian kerjakan dengan rumus berikut:

Nilai = $\frac{\text{jumlah perolehan skor}}{13} \times 100$

13

Berapa nilai kalian ?

Jika nilai kalian sudah memenuhi Kriteria Ketuntasan Minimal (KKM) yang sudah ditentukan sekolah maka lanjutkan mempelajari kegiatan belajar selanjutnya. Tetapi jika kurang dari KKM maka pelajari kembali kegiatan belajar 2 ini.

E. Penilaian Diri

Selanjutnya kalian harus mengisi tabel penilaian diri untuk mengukur tingkat keberhasilan diri kalian dalam penguasaan materi tentang Hukum Faraday.

Tabel Penilaian Diri

No	Pertanyaan	Ya	Tidak
1.	Dapatkah kalian menghitung jumlah mol elektron dari suatu sel elektrolisis?		
2.	Dapatkah kalian menghitung jumlah massa zat yang diendapkan dari suatu sel elektrolisis?		
3.	Dapatkah kalian menghitung jumlah volume gas hasil dari suatu sel elektrolisis?		
4.	Dapatkah kalian menghitung jumlah kuat yang dibutuhkan dari suatu sel elektrolisis?		
5.	Dapatkah kalian menghitung waktu yang dibutuhkan dari suatu sel elektrolisis?		

Jika menjawab “Tidak” pada salah satu pertanyaan di atas, maka pelajailah kembali materi tersebut sehingga kalian betul-betul dapat menguasai materi. Jangan putus asa untuk mengulang lagi!. Dan apabila kalian menjawab “Ya” pada semua pertanyaan, maka lanjutkan mengerjakan soal evaluasi.

EVALUASI

Kerjakan pada buku tulis!

Pilihlah jawaban yang paling tepat!

- Pernyataan yang tepat tentang pembuatan logam alkali secara elektrolisis adalah ...
 - dibuat dari elektrolisis lelehan garam kloridanya
 - digunakan katode karbon dan anode dari besi
 - ion logam alkali yang terbentuk berupa zat padat di anode
 - reduksi ion logam alkali terjadi di anode
 - logam alkali yang terbentuk berupa zat padat di anode
- Pada elektrolisis larutan tembaga (II) sulfat dengan elektrode tembaga, di anode terjadi reaksi...
 - $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$
 - $\text{Cu}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^-$
 - $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + \text{OH}^{-}_{(\text{aq})}$
 - $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow 4\text{H}^{+}_{(\text{aq})} + \text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{e}^-$
 - $\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$
- Pada elektrolisis cairan MgCl_2 , pada katode dan anode berturut dibebaskan ...
 - H_2 dan Cl_2
 - H_2 dan O_2
 - Mg dan Cl_2
 - Mg dan H_2
 - Mg dan O_2
- Pada elektrolisis cairan Natrium klorida, pada katode dan anode berturut-turut dibebaskan ...
 - H_2 dan Cl_2
 - H_2 dan O_2
 - Na dan Cl_2
 - Na dan H_2
 - Na dan O_2
- Pada elektrolisis lelehan MgCl_2 dengan elektrode grafit di katode akan dihasilkan?
 - Gas klorin
 - Gas Hidrogen
 - Larutan $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 - Logam Mg
 - Gas oksigen
- Perhatikan proses elektrolisis berikut
 - Elektrolisis larutan NaCl dengan elektroda C.
 - Elektrolisis larutan AgNO_3 dengan elektroda Pt.
 - elektrolisis lelehan KI dengan elektroda Pb.
 - elektrolisis larutan K_2SO_4 dengan elektroda C.
 Pasangan yang menghasilkan gas O_2 di anoda ditunjukkan oleh nomor...
 - 1 Dan 2
 - 1 dan 3

- C. 1 dan 4
D. 2 dan 3
E. 2 dan 4
7. Dalam sejumlah arus listrik yang sama ke dalam larutan NiSO_4 dan CuCl_2 membentuk endapan nikel sebanyak 5,9 gram jika $A_r \text{ Ni} = 59$ dan $\text{Cu} = 63,5$. Maka massa endapan tembaga yang terbentuk adalah ...
A. 31,8 g
B. 59,0 g
C. 63,5 g
D. 118 g
E. 127 g
8. Diketahui sel elektrolisis menggunakan elektrolit berikut
1) Larutan CaCl_2 dengan elektroda C.
2) Larutan Na_2SO_4 dengan elektroda C.
3) Leburan AlCl_3 dengan elektroda C.
4) Larutan CuSO_4 dengan elektroda Pt
Pasangan reaksi yang menghasilkan gas H_2 di katoda tunjukkan oleh nomor.
A. 1 dan 2
B. 1 dan 3
C. 2 dan 3
D. 2 dan 4
E. 3 dan 4
9. Pada proses elektrolisis lelehan NaCl dengan elektroda karbon digunakan Arus sebesar 10 ampere selama 1 menit, massa logam natrium yang diperoleh adalah... ($A_r \text{ Na} = 23$, $\text{Cl} = 35,5$)
A. 0,07 g
B. 0,12 g
C. 0,14 g
D. 0,25 g
E. 0,36 g
10. Larutan nikel II sulfat di elektrolisis dengan arus searah besar 1,93 ampere. Jika pada katoda diendapkan logam nikel sebesar 0,58 gram waktu yang diperlukan untuk proses tersebut adalah... ($A_r \text{ Ni} = 58$)
A. 200 detik
B. 500 detik
C. 1000 detik
D. 1930 detik
E. 9650 detik
11. Kedalam 2 sel elektrolisis yang mengandung larutan ZnSO_4 dan larutan CuSO_4 yang dihubungkan secara seri dialirkan arus listrik ternyata diendapkan 1 gram seng. Jika $A_r \text{ Zn} = 65$ dan $A_r \text{ Cu} = 63,5$ banyaknya tembaga yang mengendap adalah..
A. 0,27 g
B. 0,48 g
C. 0,76 g
D. 0,86 g
E. 0,97 g
12. Pada elektrolisis larutan perak nitrat dengan elektroda karbon, reaksi yang terjadi di anoda adalah

- A. $\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{e} \rightarrow \text{Ag} (\text{s})$
 B. $2\text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 2\text{e} \rightarrow 2\text{OH}^- (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$
 C. $2\text{H}_2\text{O} (\text{aq}) \rightarrow 4\text{H}^+ (\text{aq}) + \text{O}_2 (\text{g}) + 4\text{e}$
 D. $\text{Ag} (\text{s}) \rightarrow \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{e}$
 E. $2\text{NO}_3^- (\text{aq}) \rightarrow 2\text{NO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) + 2\text{e}$
13. Pernyataan yang tepat mengenai cara memperoleh logam alkali adalah
 A. Mereduksi garam kloridanya.
 B. Mengoksidasi garam kloridanya.
 C. Mengelektrolisis leburan garam kloridanya.
 D. Elektrolisis larutan garam kloridanya.
 E. Menghidrolisis larutan garam kloridanya
14. Di bawah ini yang bukan merupakan faktor yang berpengaruh pada jumlah mol logam yang terdeposit selama proses elektrolisis adalah...
 A. arus yang digunakan
 B. Jangka waktu elektrolisis
 C. Muatan ion
 D. Massa molar
 E. Muatan arus listrik
15. Pada elektrolisis air dihasilkan 1,008 gram gas H_2 di katoda. Massa gas oksigen yang terbentuk di anoda adalah...
 A. 2 g
 B. 8 g
 C. 10 g
 D. 16 g
 E. 32 g
16. Arus 2 ampere digunakan untuk melapisi logam Ni dari 500 ml larutan Ni^{2+} 1 molar konsentrasi Ni^{2+} setelah 3 jam adalah ...
 A. 0,39 molar
 B. 0,46 molar
 C. 0,78 molar
 D. 0,89 molar
 E. 1,00 molar
17. Suatu larutan mengandung NiCl_2 dan SnBr_2 dengan konsentrasi yang sama. Berdasarkan data reduksi standar berikut
- | | |
|---|--------------------------|
| $\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e} \rightarrow \text{Ni} (\text{s})$ | $E^0 = -0,236 \text{ V}$ |
| $\text{Sn}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e} \rightarrow \text{Sn} (\text{s})$ | $E^0 = -0,141 \text{ V}$ |
| $\text{Cl}_2 (\text{aq}) + 2\text{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-$ | $E^0 = +1,360 \text{ V}$ |
| $\text{Br}_2 (\text{aq}) + 2\text{e} \rightarrow 2\text{Br}^-$ | $E^0 = +1,077 \text{ V}$ |
- Jika larutan tersebut dielektrolisis menggunakan baterai 9 volt dan elektroda grafit yang pertama kali terbentuk pada setiap elektroda adalah...
 A. Ni (s) di katoda Cl_2 (g) di anoda
 B. Ni (s) di katoda Br_2 (g) di anoda
 C. Sn(s) di katoda Br_2 (g) di anoda
 D. Sn (s) di katoda Cl_2 (g) di anoda
 E. Sn (s) di katoda Ni(s) di anoda
18. Selama elektrolisis larutan AgNO_3 berlangsung, massa logam perak yang terkumpul jika arus listrik yang digunakan 2 kali lipat dari arus semula dan jangka waktu setengah dari waktu semula adalah,...

- A. Sama dengan semula.
 - B. Bertambah dua kali lipat dari semula.
 - C. Turun seperempat kali dari semula
 - D. Naik dua kali lipat.
 - E. Turun setengah kali dari semula.
19. Dalam suatu proses elektrolisis arus listrik sebesar 1.930 coulomb dilewatkan ke dalam leburan zat elektrolit dan mengendapkan 1,50 gram unsur x pada katoda jika diketahui massa atom relatif $X = 150$ dan tetapan Faraday adalah 96.500 kolom bentuk ion dari unsur x dapat dinyatakan sebagai
- A. X^+
 - B. X^-
 - C. X^{2+}
 - D. X^{2-}
 - E. X^{3+}
20. Jumlah Faraday yang diperlukan untuk mereduksi 60 gram ion kalsium menjadi logam kalsium Ar Ca = 40 adalah....
- A. 1,0
 - B. 1,5
 - C. 2,0
 - D. 3,0
 - E. 4,0

KUNCI JAWABAN SOAL EVALUASI

- | | |
|-------|-------|
| 1. A | 11. E |
| 2. B | 12. C |
| 3. C | 13. C |
| 4. C | 14. E |
| 5. B | 15. B |
| 6. E | 16. E |
| 7. C | 17. C |
| 8. A | 18. A |
| 9. C | 19. C |
| 10. C | 20. B |

DAFTAR PUSTAKA

Sutrisna, Nana, 2018, *Aktif dan Kreatif Belajar Kimia*. Grafindo

Watoni, A. Haris, 2015, *Buku Siswa Kimia untuk SMA/MA Kelas XII*. YramaWidya:

<https://www.slideshare.net/RifkaNurbayti/pengaplikasian-sel-elektrolisis-dalam-kehidupan-seharian>

<https://indscience.wordpress.com/bahan-bakar-hidrogen/>

<https://pendidikan.co.id/pengertian-sel-elektrolisis/>

https://id.wikipedia.org/wiki/Proses_Downs

<https://www.studiobelajar.com/hukum-faraday/>