

MODUL PEMBELAJARAN KIMIA

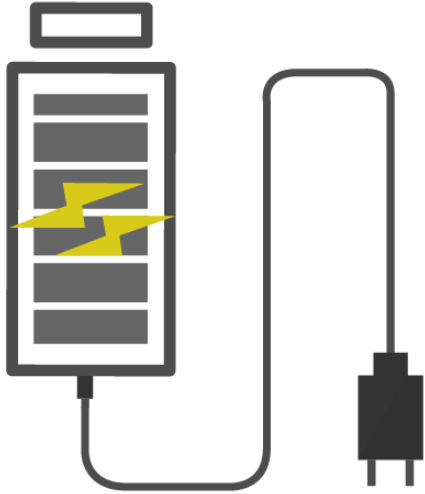
REDOKS DAN ELEKTROKIMIA

KELAS XII SMA



Penyusun
Sunatri, S.Pd., M.Pd.

PENGANTAR



Doni buru-buru mengisi ulang baterai gadgetnya karena ia sadar bahwa gadget itu sangat penting fungsinya terutama untuk proses belajar di rumah. Hmm, tapi ia tiba-tiba penasaran, mengapa ya baterai gadget dapat diisi ulang? Ada tidak ya hubungannya dengan kimia?



TUJUAN PEMBELAJARAN

Reaksi Reduksi dan Oksidasi

Dengan mempelajari materi ini, kamu akan dapat memahami tentang ...

1. Konsep redoks menurut beberapa teori
2. Reaksi redoks spesial
3. Pemanfaatan reaksi redoks



PETA KONSEP



Reaksi Pembakaran

Pendahuluan Redoks

Reaksi pembakaran merupakan proses reaksi dengan gas **oksigen**. Reaksi pembakaran dikenal juga sebagai **proses oksidasi**.

Tetapi, definisi reaksi oksidasi dapat juga **tanpa melibatkan oksigen**, melainkan melibatkan elektron dan bilangan oksidasi (biloks) pada suatu reaksi.



Contoh **reaksi pembakaran etanol**:
$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(g) + 3 \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{CO}_2(g) + 3 \text{H}_2\text{O}(l)$$

CONTOH SOAL



1. Proses pembakaran tidak cukup mendefinisikan reaksi oksidasi karena
- A. tidak semua reaksi oksidasi menghasilkan api
 - B. tidak semua reaksi oksidasi menghasilkan abu
 - C. tidak semua reaksi oksidasi menggunakan energi panas
 - D. tidak semua reaksi oksidasi menggunakan oksigen
 - E. tidak semua reaksi oksidasi menggunakan hidrogen

PEMBAHASAN



Jawaban : D

Definisi bahwa oksidasi merupakan reaksi pembakaran atau merupakan reaksi suatu materi dengan gas oksigen ternyata belum cukup. Hal ini dikarenakan terdapat reaksi-reaksi oksidasi yang tidak melibatkan oksigen sama sekali.

Konsep Redoks Melibatkan Oksigen

by ruangguru

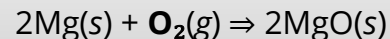
Reaksi pembakaran magnesium **melibatkan oksigen** yang didapatkan dari udara sekitar



Teori	Reduksi	Oksidasi
Lavoisier	Reaksi pelepasan oksigen oleh suatu materi	Reaksi pengikatan oksigen oleh suatu materi
Contoh	$2\text{Mg}(s) + \text{O}_2(g) \Rightarrow 2\text{MgO}(s)$	$2\text{MgO}(s) \Rightarrow 2\text{Mg}(s) + \text{O}_2(g)$



Reaksi oksidasi magnesium menghasilkan magnesium oksida.



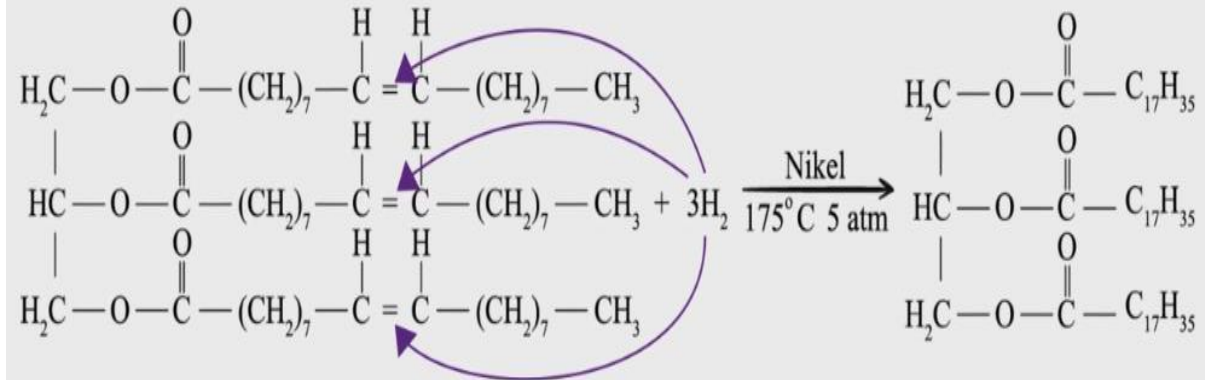
Konsep Redoks Melibatkan Hidrogen



	Reduksi	Oksidasi
Hidrogen	Reaksi pengikatan hidrogen oleh suatu senyawa	Reaksi pelepasan hidrogen dari suatu senyawa



Reaksi pembuatan margarin merupakan proses reaksi reduksi karena menangkap hidrogen



Konsep Redoks Melibatkan Elektron



	Reduksi	Oksidasi
Humphry Davy	Reaksi penangkapan elektron oleh suatu spesi	Reaksi pelepasan elektron dari suatu spesi
Contoh	$\text{Na}^+(\text{l}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{s})$	$2\text{Cl}^-(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$

Humphry Davy melakukan percobaan pada elektrolisis lelehan NaCl.

Pada elektroda negatif terjadi penangkapan elektron oleh ion Na^+ sehingga membentuk endapan logam Na.

Pada elektroda positif terjadi pelepasan elektron oleh ion Cl^- dan melepaskan gas Cl_2

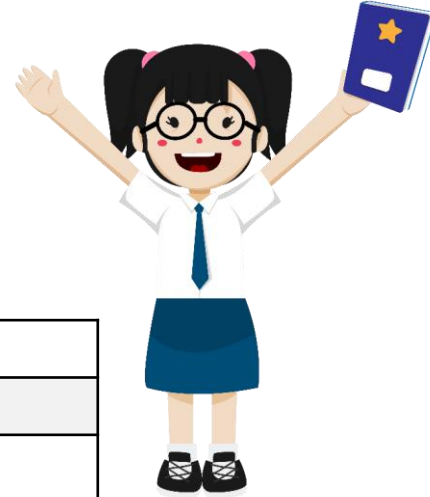


Konsep Redoks Melibatkan Bilangan Oksidasi

Bilangan Oksidasi (Biloks) adalah ukuran tingkat oksidasi atom pada suatu spesi.

Biloks **naik** = unsur mengalami **oksidasi**

Biloks **turun** = unsur mengalami **reduksi**

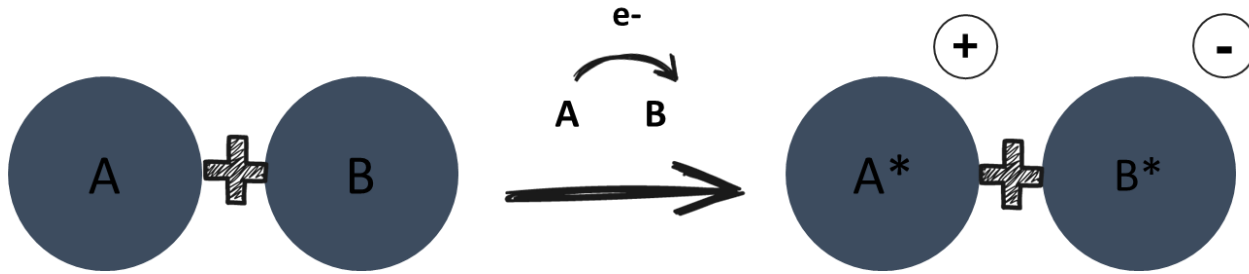


No.	Bilangan Oksidasi	Contoh
1	Biloks unsur bebas = 0	Na, Mg, Be, Cl_2 , O_2 , N_2 , P_4
2	Jumlah biloks atom-atom dalam senyawa netral = 0	
3	Biloks ion = muatannya	$\text{Ca}^{2+} = 2$, $\text{Al}^{3+} = 3$; $\text{S}^{2-} = -2$
4	Jumlah biloks ion = muatannya	
5	Biloks atom logam dalam senyawa = positif (+) - Golongan IA = +1 - Golongan IIA = +2	NaCl , K_2O MgCl_2 , CaCO_3

Konsep Redoks Melibatkan Bilangan Oksidasi

No.	Bilangan Oksidasi	Contoh
6	Biloks atom F dalam senyawa selalu -1	HF (biloks H = +1 dan biloks F = -1)
7	Biloks atom H dalam senyawa = +1, kecuali pada senyawa Hidrida (biloks H = -1)	HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4 (biloks H = +1) NaH, MgH_2 (biloks H = -1)
8	Biloks atom O dalam senyawa = -2, kecuali : • Peroksida : biloks O = -1 • Superoksida : biloks O = -1/2 • OF_2 : biloks O = +2	CO_2 , MgO, Na_3PO_4 (biloks O = -2) H_2O_2 , Na_2O_2 (biloks O = -1) NaO_2 (biloks O = -1/2) OF_2 (biloks O = +2)
9	Biloks unsur non logam : maksimal : nomor golongan minimal : nomor golongan - 8	Cl (golongan VIIA) Biloks maksimal = +7 Biloks minimal = +7 - 8 = -1

Reaksi Reduksi - Oksidasi



Setiap reaksi redoks pasti memiliki **setengah reaksi reduksi** dan **setengah reaksi oksidasi**.

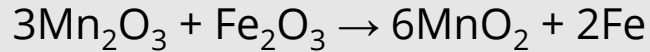
- Zat / spesi yang mengalami reduksi disebut **oksidator**
- Zat / spesi yang mengalami oksidasi disebut **reduktor**.



CONTOH SOAL



2. Perhatikan reaksi berikut!



Berdasarkan keterlibatan oksigen, maka reaksi tersebut

- A. bukan reaksi redoks, Mn_2O_3 sebagai asam, Fe_2O_3 sebagai basa
- B. bukan reaksi redoks, Fe_2O_3 sebagai asam, Mn_2O_3 sebagai basa
- C. reaksi redoks, Fe_2O_3 sebagai oksidator, Mn_2O_3 sebagai reduktor
- D. reaksi redoks, Fe_2O_3 sebagai reduktor, Mn_2O_3 sebagai oksidator
- E. reaksi redoks, Fe_2O_3 dan Mn_2O_3 dapat berperan sebagai reduktor dan oksidator

PEMBAHASAN



Jawaban : C

Ada perubahan pada Fe_2O_3 menjadi Fe yang berarti adanya pelepasan oksigen. Berdasarkan hal ini dapat disimpulkan reaksi termasuk redoks karena oksigen yang dilepas Fe_2O_3 ditangkap Mn_2O_3 sehingga rasio oksigennya meningkat dengan membentuk MnO_2 . Oleh karena itu, Fe_2O_3 sebagai oksidator karena melepaskan oksigen (mengalami reduksi) sedangkan Mn_2O_3 sebagai reduktor karena menangkap oksigen (mengalami oksidasi).

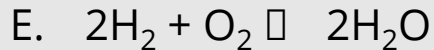
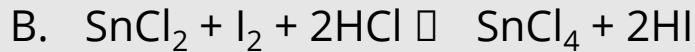
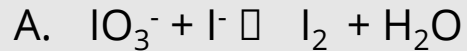
Reaksi Redoks Spesial

Disproporsionasi / Autoredox	Konproporsionasi
Reaksi redoks dimana reduktor dan oksidatornya merupakan spesi yang sama	Reaksi redoks dimana hasil reduksi dan oksidasinya merupakan spesi yang sama
Contoh : Proses pengisian aki, PbSO_4 menjadi reduktor dan oksidator sekaligus $2\text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{PbO}_2(s) + \text{Pb}(s) + 2\text{H}_2\text{SO}_4(aq)$	Contoh : Proses aki bekerja menghasilkan listrik, PbSO_4 sebagai hasil oksidasi dan reduksi sekaligus $2\text{PbO}_2(s) + \text{Pb}(s) + 2\text{H}_2\text{SO}_4(aq) \rightarrow 2\text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$

CONTOH SOAL



3. Reaksi berikut ini yang merupakan reaksi autoredoks adalah

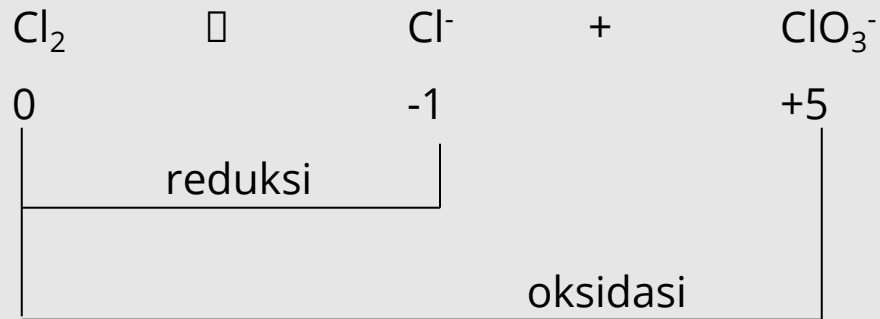


PEMBAHASAN



Jawaban : D

Reaksi autoreduks adalah reaksi redoks dimana spesi yang mengalami reduksi dan oksidasi adalah senyawa yang sama.



Redoks Dalam Kehidupan



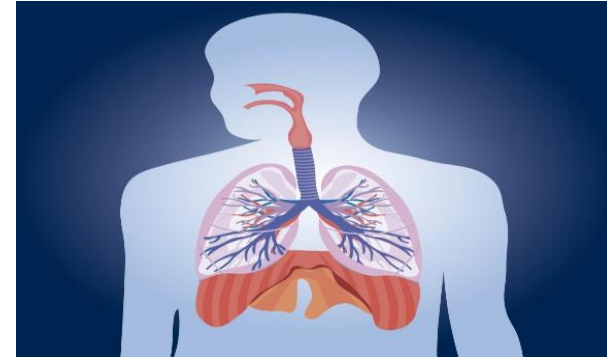
KARAT

Oksidasi terjadi pada logam besi Fe menjadi Fe^{2+} , sedangkan reduksi terjadi pada oksigen di mana O_2 berubah menjadi O^{2-} .



BATERAI

Reduksi terjadi pada MnO_2 yang menangkap elektron membentuk Mn_2O_3 , dan oksidasi terjadi pada logam Zn yang melepas elektron membentuk Zn^{2+} .



RESPIRASI

Oksidasi terjadi ketika hemoglobin Hb mengikat oksigen, dan reduksi terjadi ketika oksihemoglobin bereaksi melepaskan oksigen.

CONTOH SOAL



4. Di bawah ini reaksi redoks dalam kehidupan sehari – hari yang menggunakan keterlibatan oksigen dalam reaksinya adalah

- A. respirasi
- B. baterai
- C. korosi besi
- D. baterai dan respirasi
- E. baterai dan korosi besi

PEMBAHASAN



Jawaban : A

Pada reaksi respirasi, reaksi redoks ditinjau dari pengikatan dan pelepasan oksigen oleh hemoglobin. Pada reaksi korosi juga menggunakan oksigen namun besi tidak mengikat oksigen secara langsung, melainkan adanya serah-terima elektron.

RANGKUMAN & TIPS JITU



Konsep Redoks Berdasarkan Oksigen

- **Oksidasi** : pengikatan oksigen
 $4\text{Fe (s)} + 3\text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)}$
- **Reduksi** : pelepasan oksigen
 $6\text{CO}_2 \text{ (g)} + 6\text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ (aq)} + 6\text{O}_2 \text{ (g)}$

Konsep Redoks Berdasarkan Hidrogen

- **Oksidasi** : Reaksi **pelepasan hidrogen** oleh suatu senyawa
- **Reduksi** : Reaksi **pengikatan hidrogen** oleh suatu senyawa

Konsep Redoks Berdasarkan Elektron

- **Oksidasi** : pelepasan elektron
 $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}$
- **Reduksi** : pengikatan elektron
 $\text{Mn}^{2+} + 2\text{e} \rightarrow \text{Mn}$

Konsep Redoks Berdasarkan Biloks

- **Oksidasi** : kenaikan bilangan oksidasi (biloks)
- **Reduksi** : penurunan biloks

Aturan Bilangan Oksidasi:

1. Unsur bebas dan molekul unsur, biloks = 0
2. Ion monoatomik, maka biloks = jumlah muatan ionnya
3. Atom - atom logam golongan IA, IIA, dan Al maka biloks sesuai dengan golongannya
4. Biloks atom hidrogen = +1, kecuali pada senyawa hidrida (hidrogen berikatan dengan logam) maka biloks = -1
5. Biloks atom F dalam senyawa selalu -1
6. Biloks oksigen = -2, kecuali dalam senyawa peroksida biloks O = -1. senyawa superoksida biloks O = $-\frac{1}{2}$, senyawa biner fluorida (OF_2) biloks O = +2
7. Pada senyawa netral maka jumlah biloks = 0
8. Pada ion poliatomik, biloks = jumlah muatan ionnya

Reaksi Redoks Konproporsionasi

- **Reaksi konproporsionasi** adalah reaksi redoks dimana hasil reduksi dan oksidasinya merupakan spesi yang sama.
- Contoh: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$

Reaksi Redoks Disproporsionasi

- **Reaksi disproporsionasi** adalah reaksi redoks dimana reduktor dan oksidatornya merupakan spesi yang sama disebut juga sebagai reaksi autoreduksi.
- Contoh: $3\text{NaClO} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{NaClO}_3$

Pemanfaatan Reaksi Redoks

- Reaksi redoks dalam baterai
Reduksi terjadi pada MnO_2 yang menangkap elektron membentuk Mn_2O_3
Oksidasi terjadi pada logam Zn yang melepaskan elektron membentuk Zn^{2+}
Reaksi:
 $\text{Zn} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{NH}_4^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Mn}_2\text{O}_3 + 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- Reaksi redoks dalam respirasi
Reaksi oksidasi dalam proses respirasi terjadi di alveolus.
 $\text{Hb} + \text{O}_2 \rightarrow \text{HbO}_2$
Reaksi reduksi dalam proses respirasi terjadi di pembuluh kapiler
 $\text{HbO}_2 \rightarrow \text{Hb} + \text{O}_2$

PERLU DIPERHATIKAN



1. Pahami dengan seksama mengenai bilangan oksidasi karena merupakan kunci utama dalam menyelesaikan soal yang berkaitan dengan reaksi redoks
2. Atom logam yang memiliki lebih dari satu bilangan oksidasi termasuk dalam golongan logam transisi



LATIHAN SOAL

1. Bilangan oksidasi Cr dalam senyawa $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ adalah
- A. +12
 - B. +4
 - C. +5
 - D. +6
 - E. +7

LATIHAN SOAL

2. Bilangan oksidasi S dalam senyawa SO_4^{2-} adalah
- A. +4
 - B. +5
 - C. +6
 - D. -2
 - E. +2

LATIHAN SOAL

3. Pada reaksi $2\text{CO} + 2\text{NO} \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{N}_2$ bilangan oksidasi N berubah dari
- A. +2 ke 0
 - B. +2 ke +1
 - C. +3 ke +1
 - D. +3 ke +2
 - E. +4 ke 0

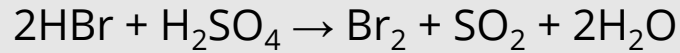
LATIHAN SOAL

4. Di antara reaksi-reaksi dibawah ini, yang *bukan* merupakan reaksi redoks adalah

- A. $\text{SnCl}_2 + \text{I}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + 2\text{HI}$
- B. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$
- C. $\text{Cu}_2\text{O} + \text{C} \rightarrow 2\text{Cu} + 2\text{CO}$
- D. $\text{CuO} + \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- E. $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

LATIHAN SOAL

5. Perhatikan persamaan reaksi redoks berikut!

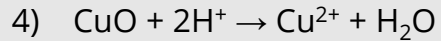
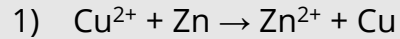


Zat yang merupakan oksidator adalah

- A. HBr
- B. H_2SO_4
- C. Br_2
- D. SO_2
- E. H_2O

LATIHAN SOAL

6. Diketahui reaksi berikut:



Yang termasuk reaksi oksidasi reduksi adalah

A. 1, 2, 3

B. 1 dan 3

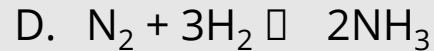
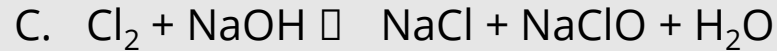
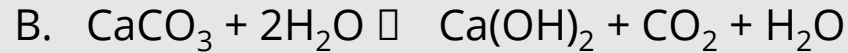
C. 2 dan 4

D. 4 saja

E. 1, 2, 3, dan 4

LATIHAN SOAL

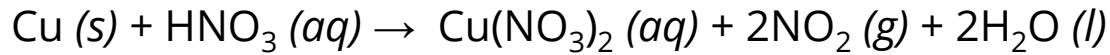
7. Reaksi berikut ini yang termasuk reaksi disproporsionasi adalah



LATIHAN SOAL HOTS



8. Seorang siswa melarutkan suatu logam ke dalam asam sehingga diperoleh produk utama dan dua produk samping. Persamaan reaksinya sebagai berikut:



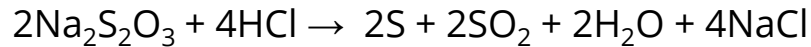
Berdasarkan reaksi diatas pernyataan yang sesuai adalah

- A. logam tembaga bertindak sebagai oksidator
- B. asam nitrat mengalami oksidasi
- C. uap air merupakan hasil reduksi
- D. gas nitrogen dioksida merupakan hasil reduksi
- E. logam tembaga mengalami penurunan bilangan oksidasi

LATIHAN SOAL HOTS



9. Reaksi disproporsionasi merupakan reaksi redoks dimana oksidator dan reduktornya merupakan spesi yang sama. Berikut ini merupakan salah satu contoh persamaan reaksi redoks yang tergolong reaksi disproporsionasi:



Bilangan oksidasi unsur yang mengalami reaksi autoredox berubah menjadi

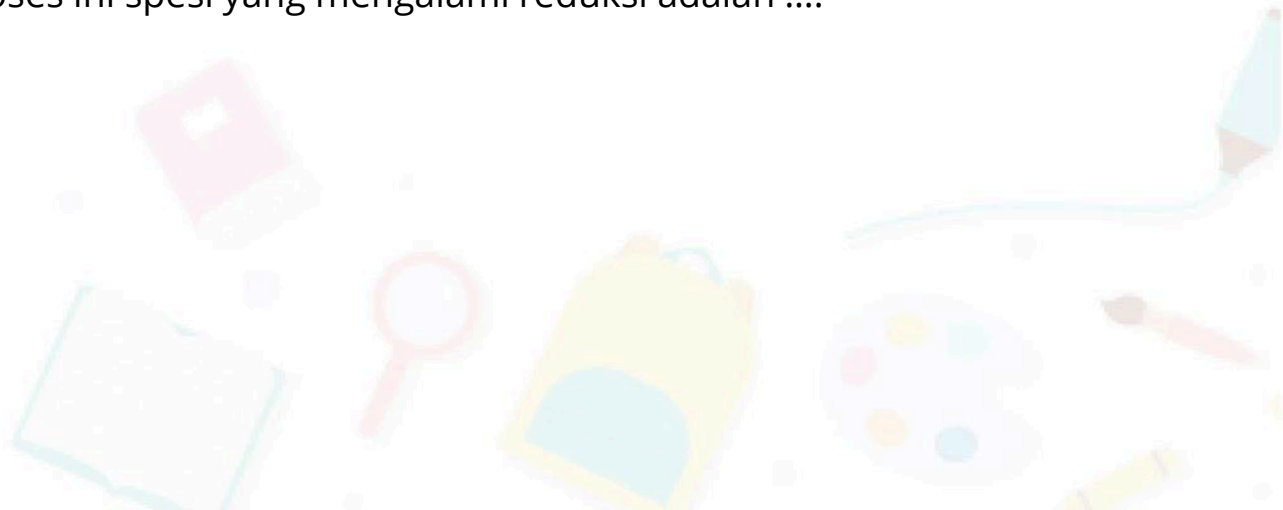
- A. +2 dan 0
- B. 0 dan +3
- C. 0 dan +1
- D. -1 dan 0
- E. 0 dan +4

LATIHAN SOAL HOTS



10. Hemoglobin adalah metaloprotein di dalam sel darah merah yang berfungsi sebagai pengangkut oksigen dari paru-paru ke seluruh tubuh, pada mamalia dan hewan lainnya. Hemoglobin juga pengangkut karbon dioksida untuk menunjuk paru-paru untuk dihembuskan keluar tubuh. Di pembuluh kapiler terjadi pertukaran oksigen dan karbon dioksida pada oksihemoglobin, pada proses ini spesi yang mengalami reduksi adalah

- A. hemoglobin
- B. oksihemoglobin
- C. oksigen
- D. uap air
- E. karbon dioksida





KUIS SERU

Jodohkan kolom sebelah kiri dengan kolom sebelah kanan !

1. Muatan atom relatif terhadap atom lain	a. -1
2. Bilangan oksidasi O = -1/2	b. reduksi
3. Bilangan oksidasi H pada MgH_2	c. reduktor
4. Menarik elektron	d. superoksida
5. Kenaikan bilangan oksidasi	e. autoreduksi
6. Agen pereduksi	f. konproporsionasi
7. Spesi yang menerima elektron	g. disproporsionasi
8. Reduktor dan oksidator adalah zat yang sama	h. oksidasi
9. Hasil oksidasi dan reduksi adalah spesi yang sama	i. oksidator
10. Nama lain autoreduksi	j. bilangan oksidasi

PENGANTAR

Kenapa yaa baterai
handphone dan laptop bisa
diisi ulang (*rechargeable*)?
Bagaimana sih cara kerjanya?



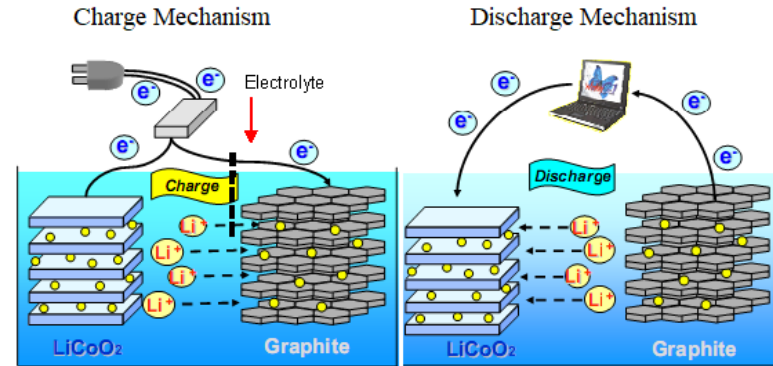
TAHUKAH KAMU?



Baterai HP dan laptop umumnya adalah jenis Litium (Li) Mangan atau Cobalt yang dapat diisi ulang (*rechargeable*).

Bagian-bagian baterai Litium :

- Katoda** yang mengandung LiCoO_2
- Anoda** yang terbuat dari karbon grafit (C), dan
- Separator** yang terbuat dari lapisan tipis plastik yang dapat dilalui oleh ion-ion. Berada di antara anoda dan katoda.



Discharge : Litium akan mengantarkan elektron dari anoda (grafit) menuju kapasitor dan processor lalu ke katoda. Sedangkan proton dari katoda (LiCoO_2) masuk menembus separator diantara anoda dan katoda. Proses ini berlangsung terus menerus hingga kapasitas penggunaan baterai habis .

Charge : Elektron akan kembali dari katoda (LiCoO_2) menuju anoda (grafit) melalui alat pengisi ulang (*charger*) dan dengan dibantu arus yang masuk dari charger, proton akan kembali menuju katoda. Sehingga kondisi kembali menjadi seperti semula.



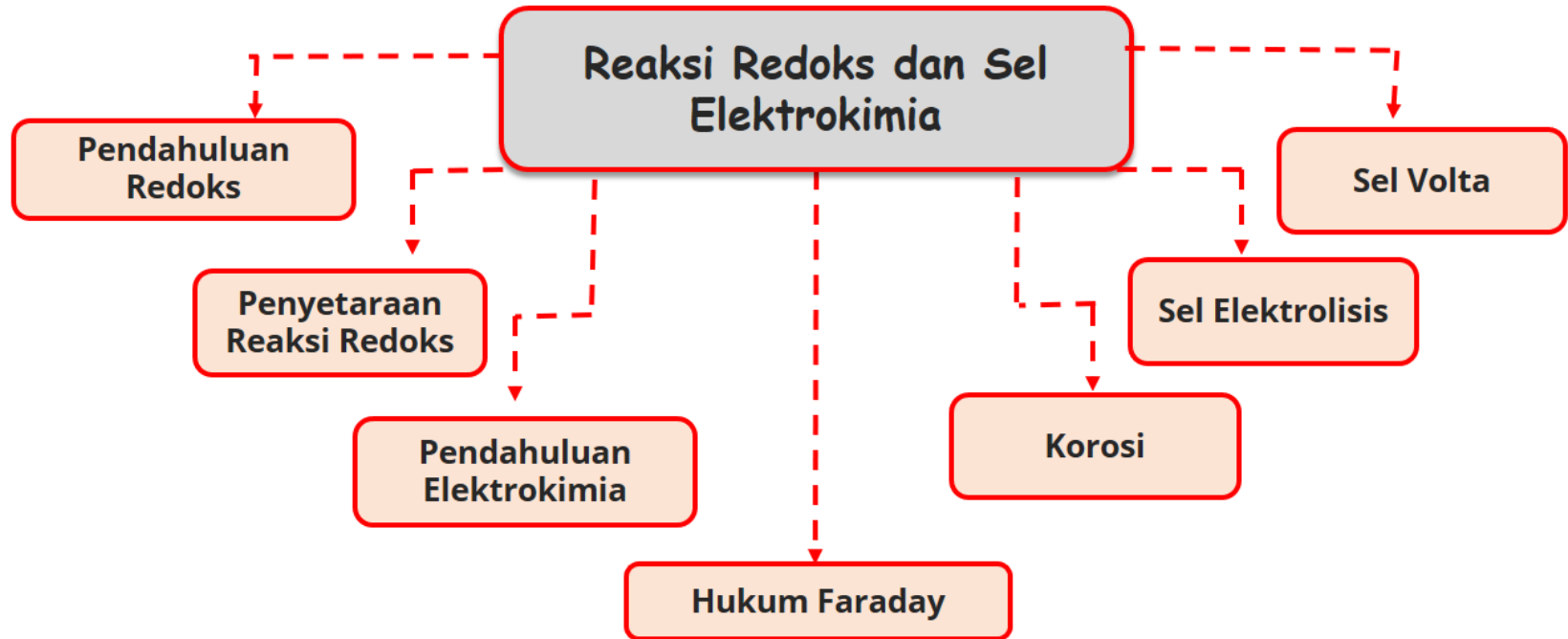
TUJUAN PEMBELAJARAN

Sel Elektrokimia

Dengan mempelajari materi ini, kalian akan dapat memahami :

1. Sel Volta dan Korosi
2. Sel Elektrolisis dan Hukum Faraday

PETA KONSEP

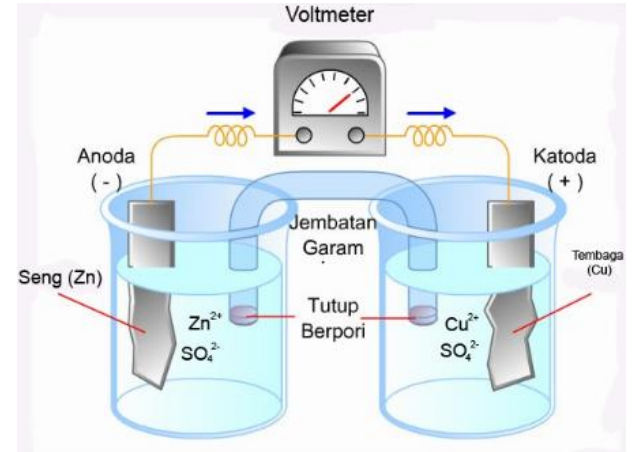


Sel Volta dan Korosi

Konsep Sel Volta



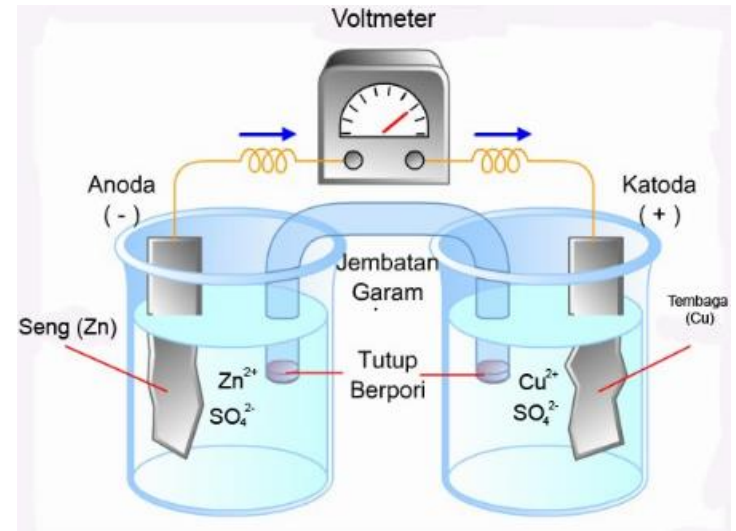
Suatu rangkaian sel elektrokimia yang mengubah energi kimia menjadi energi listrik dari reaksi redoks yang spontan.



Sel Volta dan Korosi

Komponen Sel Volta

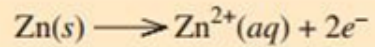
1. **Anoda**, sebagai **kutub negatif** dan tempat terjadinya **oksidasi**
2. **Katoda**, sebagai **kutub positif** dan tempat terjadinya **reduksi**
3. **Larutan elektrolit**, sebagai penghantar listrik
4. **Jembatan garam** (larutan garam) sebagai jembatan aliran ion dari anoda ke katoda sehingga terjadi rangkaian listrik tertutup
5. **Kawat konduktor**



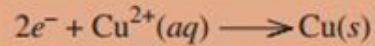
Sel Volta dan Korosi

Prinsip Kerja Sel Volta

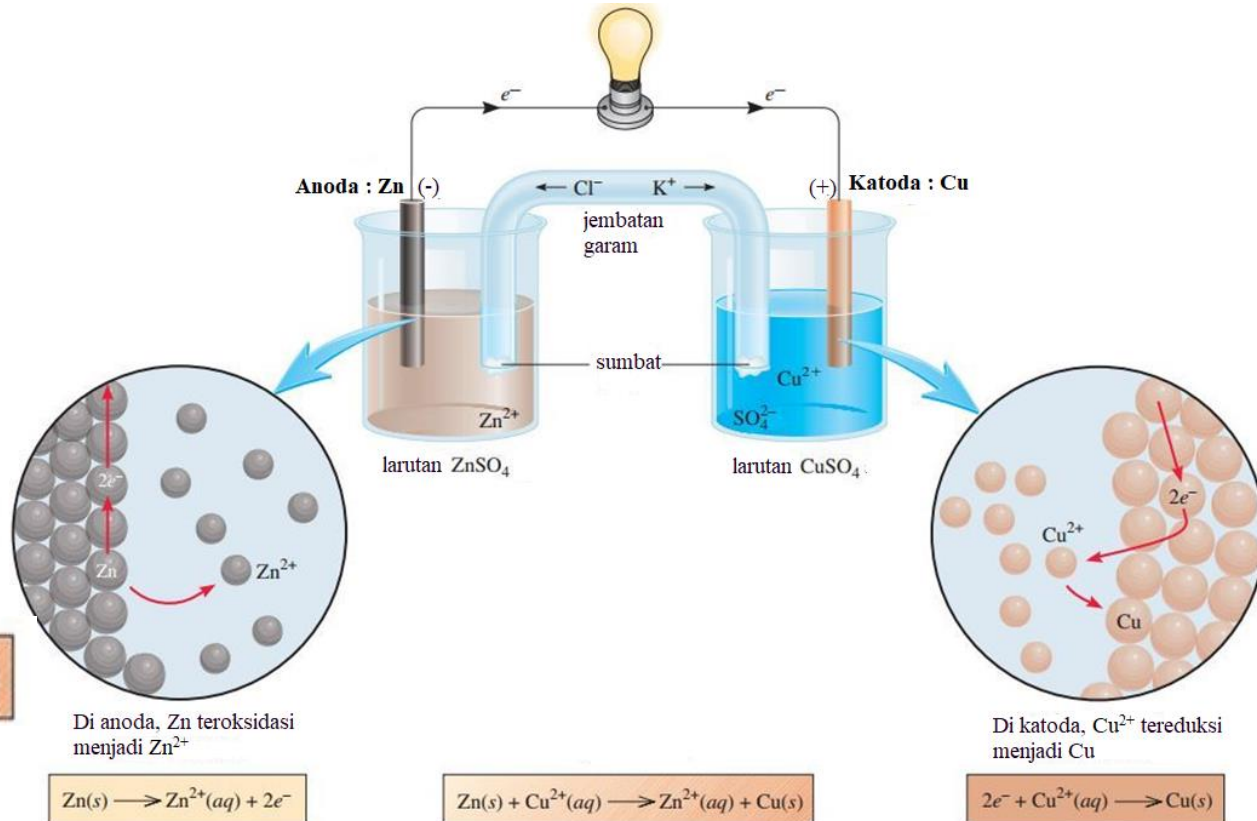
Anoda



Katoda



Reaksi bersih



Sel Volta dan Korosi

Prinsip Kerja Sel Volta

Logam Zn teroksidasi menjadi Zn^{2+} (melepas 2e^-)

Elektron bergerak menuju katoda Cu

Elektron diterima oleh larutan CuSO_4

Kelebihan ion Zn^{2+} pada anoda dan ion SO_4^{2-} pada katoda dinetralkan oleh jembatan garam

Ion Cu^{2+} pada larutan akan tereduksi menjadi Cu dan mengendap

Reaksi terus berlangsung hingga elektroda **Zn (anoda) berkurang** beratnya dan elektroda **Cu (katoda) bertambah**.

Sementara itu, larutan **CuSO_4 akan semakin encer** dan larutan **ZnSO_4 akan semakin pekat**.

Sel Volta dan Korosi

by neengga

Notasi Sel

Oksidasi || Reduksi



dengan:

| = perbedaan fase

|| = jembatan garam

sebelah kiri || = reaksi oksidasi

sebelah kanan || = reaksi reduksi



Sel Volta dan Korosi

by nengga

Potensial Elektroda Standar (E°)

Potensial elektrode standar adalah gaya dorong (gaya gerak listrik) dari reaksi redoks yang diukur pada keadaan standar (konsentrasi 1 M, pada tekanan 1 atm dan suhu 25°C).

Harga potensial standar suatu elektrode tidak dapat diukur. Oleh karena itu, ditetapkan suatu elektrode standar sebagai rujukan, yaitu elektrode hidrogen. Potensial elektrode standar ini memiliki harga potensial sebesar nol volt (**$E^{\circ} = 0 \text{ volt}$**)



Sel Volta dan Korosi

Potensial Elektroda Standar (E^0)

Nilai potensial reduksi standar beberapa elektroda ditunjukkan pada tabel di samping.



Setengah reaksi reduksi	E^0 (Volt)
$F_2(g) + 2e \rightleftharpoons 2 F^- (aq)$	+ 2,87
$Cl_2(g) + 2e \rightleftharpoons 2 Cl^- (aq)$	+ 1,36
$NO_3^- (aq) + 4 H^+ + 3e \rightleftharpoons NO (g) + 2 H_2O (aq)$	+ 0,96
$Ag^+ (aq) + 1e \rightleftharpoons Ag (s)$	+ 0,80
$Fe^{3+} (aq) + 3e \rightleftharpoons Fe(s)$	+ 0,77
$Cu^{2+} (aq) + 2e \rightleftharpoons Cu(s)$	+ 0,34
$2 H^+ (aq) + 2e \rightleftharpoons H_2 (g)$	0,00
$Fe^{2+} (aq) + 2e \rightleftharpoons Fe(s)$	- 0,44
$Zn^{2+} (aq) + 2e \rightleftharpoons Zn(s)$	- 0,76
$2 H_2O(l) + 2e \rightleftharpoons H_2(g) + 2 OH^- (aq)$	- 0,38
$Na^+ (aq) + 1e \rightleftharpoons Na(s)$	- 2,71
$Li^+ (aq) + 1e \rightleftharpoons Li(s)$	- 3,05

Sel Volta dan Korosi

Potensial Elektroda Standar (E°)

Potensial sel merupakan jumlah aljabar dari potensial oksidasi dan potensial reduksi.

Jika yang digunakan adalah elektrode-elektrode standar maka potensial sel itu ditulis dengan lambang **E°_{sel}** .

Suatu reaksi redoks dikatakan berlangsung "**spontan**" jika **$E^\circ_{\text{sel}} > 0$**

$$\begin{aligned} E^\circ_{\text{sel}} &= E^\circ \text{ reduksi} - E^\circ \text{ oksidasi} \\ E^\circ_{\text{sel}} &= E^\circ \text{ katoda} - E^\circ \text{ anoda} \end{aligned}$$



Sel Volta dan Korosi

Deret Volta

Logam-logam yang disusun berdasarkan kenaikan nilai potensial reduksi standar (E°_{sel}) di mana logam yang berada **di sebelah kanan H bernilai (+)** dan **di sebelah kiri H bernilai (-)**.



Semakin mudah tereduksi
Sifat oksidator makin kuat
Nilai E° semakin besar

Li K Ba Ca Na Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au

Semakin mudah teroksidasi
Sifat reduktor makin kuat
Nilai E° semakin kecil

Sel Volta dan Korosi

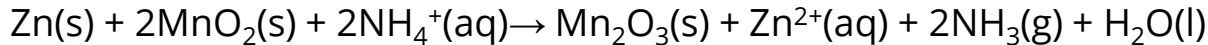
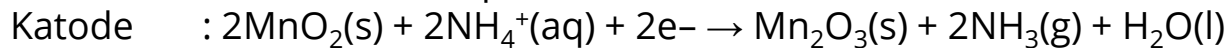
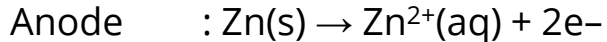
Jenis Sel Volta

Sel Primer
(sekali pakai)



Komponen Sel Kering (Baterai)

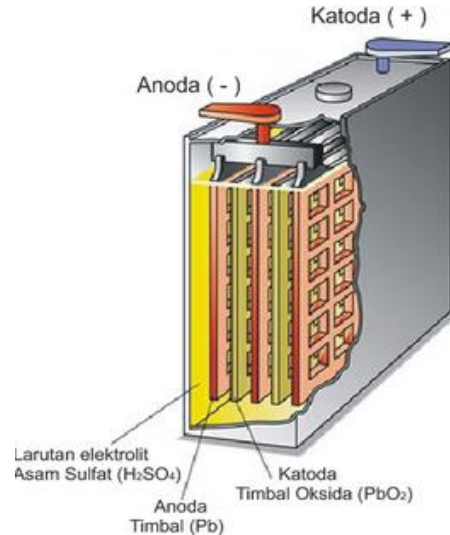
Reaksi yang terjadi pada sel kering :



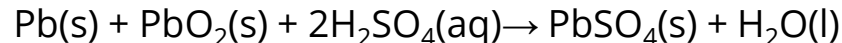
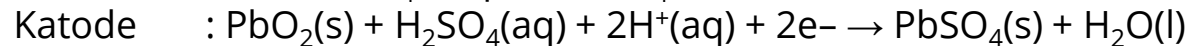
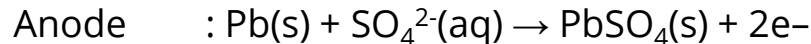
Sel Volta dan Korosi

Jenis Sel Volta

Sel Sekunder
(dapat diisi ulang)



Reaksi yang terjadi pada pemakaian aki :



Komponen Sel Sekunder (Aki)

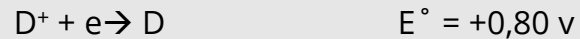
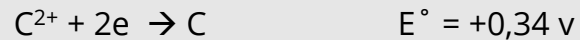
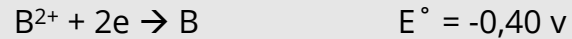
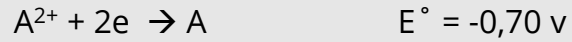
Pada reaksi pemakaian aki, molekul-molekul H_2SO_4 diubah menjadi PbSO_4 dan H_2O sehingga konsentrasi H_2SO_4 dalam larutan semakin berkurang.

Oleh karena itu, daya listrik dari aki terus berkurang dan perlu diisi kembali.

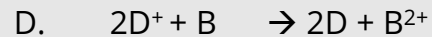
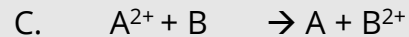
CONTOH SOAL



Dari data potensial elektroda berikut :



Reaksi yang berlangsung spontan adalah



PEMBAHASAN



Jawaban D

Reaksi redoks berlangsung spontan jika $E^{\circ} \text{ sel} > 0$

Dengan persamaan :

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

Kita akan peroleh nilai $E^{\circ} \text{ sel}$ reaksi

A. $E^{\circ} \text{ sel} = -0,76 - 0,34 = -1,1 \text{ v}$

B. $E^{\circ} \text{ sel} = 0,34 - 0,80 = -0,46 \text{ v}$

C. $E^{\circ} \text{ sel} = -0,76 - (-0,40) = -0,36 \text{ v}$

D. $E^{\circ} \text{ sel} = 0,80 - (-0,40) = +1,20 \text{ v}$ (reaksi spontan)

E. $E^{\circ} \text{ sel} = -0,40 - 0,34 = -0,74 \text{ v}$

Sel Volta dan Korosi

Korosi

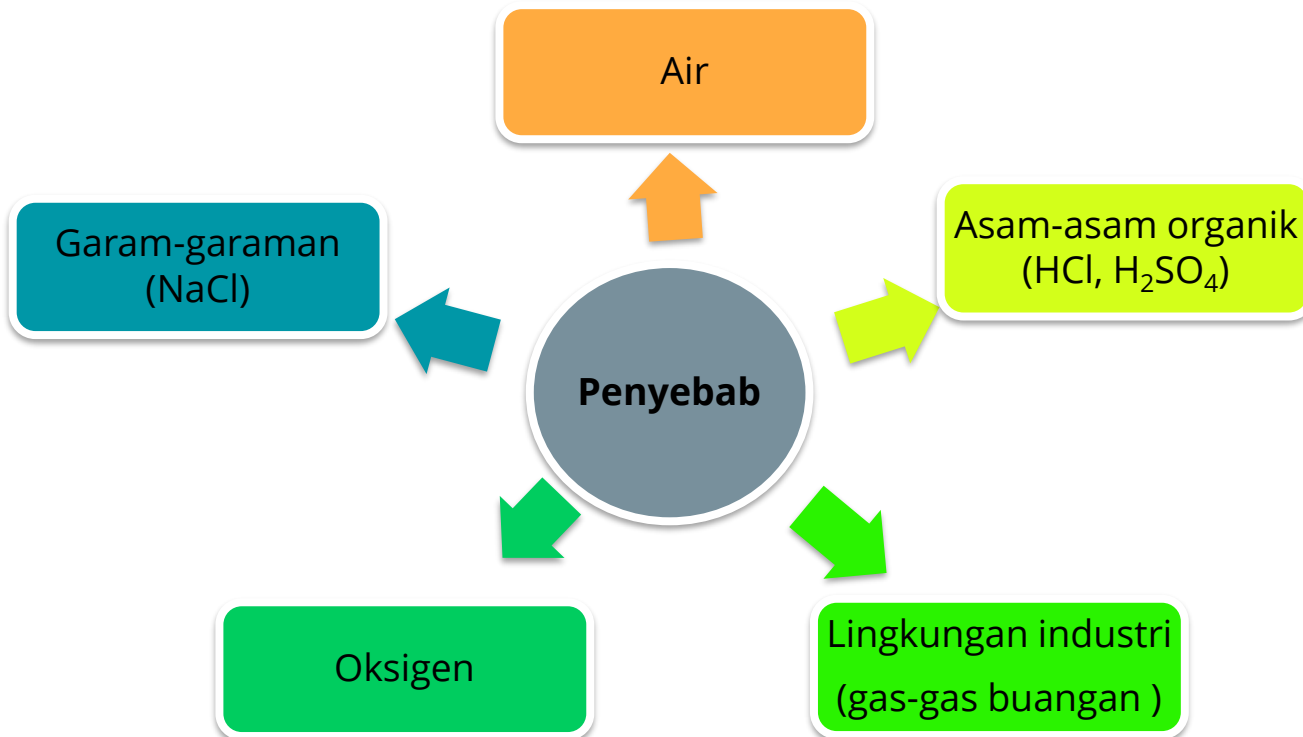
Korosi adalah proses di mana suatu logam mengalami reaksi redoks dengan zat yang ada di sekitarnya dan menghasilkan senyawa yang tidak dikehendaki. Senyawa tersebut biasanya berupa oksida logam atau logam karbonat.

Korosi pada logam besi dinamakan karat.



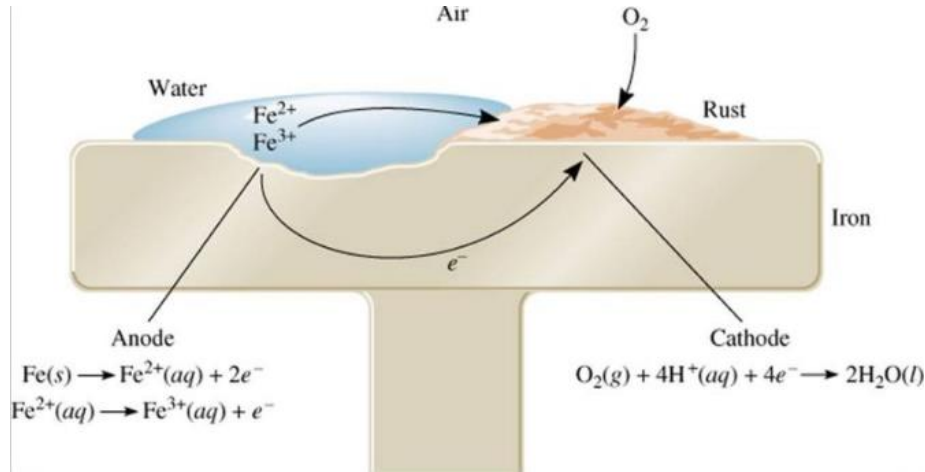
Sel Volta dan Korosi

Penyebab Korosi



Sel Volta dan Korosi

Proses Korosi



Bagian besi yang kontak dengan air akan bertindak sebagai anoda. Besi (Fe) pada bagian anoda akan teroksidasi menjadi ion Fe^{2+} dengan melepaskan 2 elektron

Ion Fe^{2+} sebagian terlarut dalam air dan bergerak menuju bagian besi lain, yang bertindak sebagai katoda

Di katoda, elektron akan mereduksi oksigen di udara. Sebagian oksigen yang larut dalam air akan mengoksidasi ion Fe^{2+} menjadi Fe^{3+} yang membentuk karat ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$)

Elektron yang dilepaskan dari anoda bergerak melalui logam besi menuju katoda

Sel Volta dan Korosi

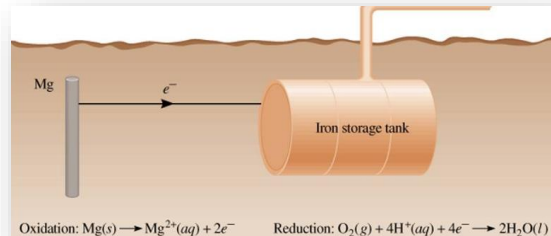
by nininggal

Pencegahan Korosi

Pengecatan



Perlindungan katodik yaitu besi dilapisi oleh logam yang potensial reduksinya lebih kecil dari besi tersebut, misalnya Mg. Dengan begitu Mg yang akan teroksidasi



Membentuk aloi (gabungan logam), misal aloi yang tersusun dari tungsten (W), nikel (Ni) dan besi (Fe)



CONTOH SOAL



Beberapa metode pencegahan korosi :

- 1) Pengecatan
- 2) Melumuri dengan oli
- 3) Pembalutan dengan plastik
- 4) Pelapisan dengan timah
- 5) Perlindungan katodik

Metode yang paling tepat untuk mencegah korosi pada pagar rumah dari besi adalah

- A. 1
- B. 2
- C. 3
- D. 4
- E. 5

PEMBAHASAN



Jawaban A

Metode yang paling tepat untuk mencegah korosi pada pagar rumah dari besi adalah dengan melakukan pengecatan.

PENGANTAR

Faraday merupakan ahli fisika dan kimia dari Inggris yang memiliki peran penting dalam bidang elektromagnetik dan elektrokimia.

Faraday memulai kerja di bidang kimia saat menjadi asisten Humphry Davy di laboratorium *Royal Institution* tahun 1825. Dalam beberapa tahun, Faraday berhasil mencairkan gas klorin dan karbondioksida. Faraday juga menemukan senyawa benzena dan beberapa senyawa hidrokarbon lainnya.

Faraday mengemukakan dua hukum elektrolisis, yang dikenal dengan "**Hukum Faraday I**" dan "**Hukum Faraday II**".

Pada tahun 1833, Faraday dan William Whewell bekerja sama menemukan istilah-istilah dalam bidang elektrokimia, seperti **ion**, **katoda**, **anoda**, **elektroda** yang masih digunakan hingga saat ini.



Michael Faraday (1791-1876)

Sel Elektrolisis dan Hukum Faraday

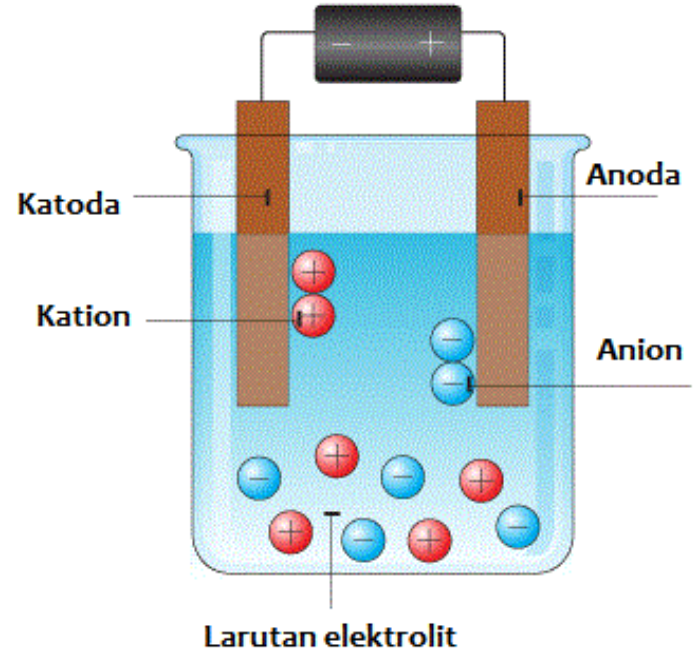
by neengga

Konsep Sel Elektrolisis

Sel Elektrolisis



Suatu sel elektrokimia yang mengubah energi listrik menjadi energi kimia.



Sel Elektrolisis dan Hukum Faraday

Prinsip Kerja Sel Elektrolisis

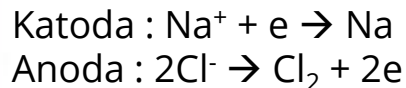
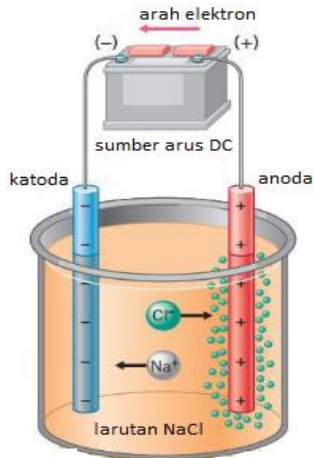
Sumber arus searah memompa elektron dari katoda ke anoda

Elektron ditangkap oleh kation pada larutan elektrolit sehingga pada katoda terjadi reduksi kation

Di sisi lain, anion pada larutan elektrolit akan melepaskan elektron

Pada permukaan anoda terjadi oksidasi anion

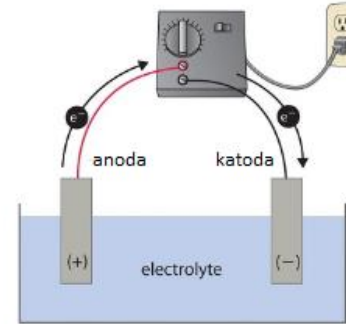
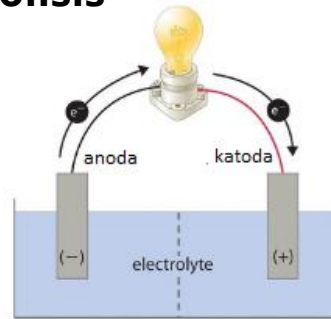
Elektron dikembalikan ke sumber arus melalui anoda



Sel Elektrolisis dan Hukum Faraday

by nengga

Perbedaan Sel Volta dan Sel Elektrolisis



Sel Volta	Sel Elektrolisis
Energi kimia $\rightarrow$ energi listrik	Energi listrik $\rightarrow$ energi kimia
Reaksi spontan	Reaksi tidak spontan
Anoda (-)	Anoda (+)
Katoda (+)	Katoda (-)
$E^{\circ}_{\text{sel}} > 0$	$E^{\circ}_{\text{sel}} < 0$

Sel Elektrolisis dan Hukum Faraday

Kaidah Sel Elektrolisis

KATODA (-)



Jika kationnya :

- 1) **Ion H^+** , maka reaksi reduksi : $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$
- 2) Ion-ion dari logam golongan IA, IIA, IIIA, dan Mn
 - **lelehan**, maka reaksi reduksi : $L^{n+} + ne^- \rightarrow L$
 - **larutan**, maka yang tereduksi : $H_2O + 2e^- \rightarrow 2OH^- + H_2$
- 3) Ion **logam lain**, maka reaksi reduksi : $M^{n+} + ne^- \rightarrow M$

Sel Elektrolisis dan Hukum Faraday

Kaidah Sel Elektrolisis

ANODA (+)



Elektroda Inert (C, Pt, Au)

Jika anionnya :

- 1) Ion dari golongan **halogen** (kecuali F), maka reaksi oksidasi : $2X^- \rightarrow X_2 + 2e^-$
- 2) **Ion OH⁻**, maka reaksi oksidasi :
 $4OH^- \rightarrow 2H_2O + O_2 + 4e^-$
- 3) **Ion F⁻ dan sisa asam oksi** (SO₄²⁻, NO₃⁻, PO₄³⁻, dll), maka reaksi oksidasi : $2H_2O \rightarrow 4H^+ + O_2 + 4e^-$

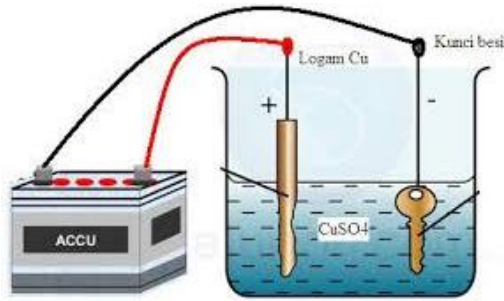
Elektroda Tak Inert

Apapun anionnya, yang teroksidasi elektroda.

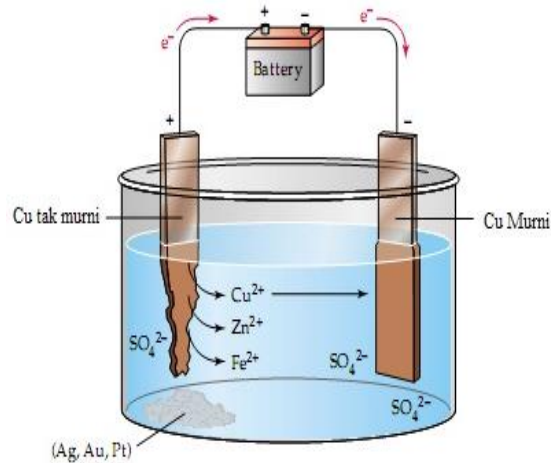


Sel Elektrolisis dan Hukum Faraday

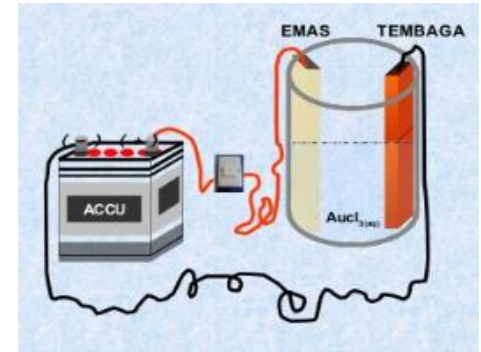
Aplikasi Elektrolisis



Penyepuhan besi dengan tembaga



Pemurnian logam tembaga



Penyepuhan tembaga dengan emas

CONTOH SOAL



Spesi yang dihasilkan di katoda dan anoda berturut-turut pada reaksi elektrolisis larutan MgCl_2 dengan elektroda grafit (karbon) adalah

- A. gas O_2 dan gas H_2
- B. gas H_2 dan gas Cl_2
- C. gas H_2 dan gas O_2
- D. logam Mg dan gas Cl_2
- E. logam Mg dan karbon

PEMBAHASAN



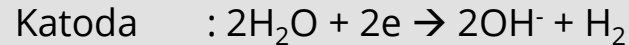
Jawaban B

Larutan MgCl_2 didalam air akan terionisasi :



Reaksi pada katoda : reduksi air (karena kation Mg^{2+} merupakan logam golongan 2A)

Reaksi pada anoda : oksidasi anion Cl^-



Jadi pada katoda dihasilkan gas H_2 dan pada anoda dihasilkan gas Cl_2

Sel Elektrolisis dan Hukum Faraday

Hukum Faraday

Michael Faraday mengemukakan 2 prinsip Hukum Faraday :

1. Dalam sel elektrokimia, massa zat yang diendapkan pada suatu elektrode sebanding dengan besarnya muatan listrik (aliran elektron) yang terlibat di dalam sel.
2. Massa ekuivalen zat yang diendapkan pada elektrode akan setara jika muatan listrik yang dialirkan ke dalam sel sama.



Sel Elektrolisis dan Hukum Faraday

Hukum Faraday I

Jumlah zat yang dihasilkan pada elektrode berbanding lurus dengan jumlah arus listrik melalui sel elektrolisis.



$$W = \frac{e \cdot i \cdot t}{96500} \quad \text{atau} \quad W = e \cdot F$$

Keterangan :

W = massa zat (gram)

e = massa ekuivalen $\rightarrow e = \frac{Ar}{\text{valensi}}$

i = kuat arus (A)

t = waktu (sekon)

F = tetapan Faraday = 96.500 coulomb

1 F = 1 mol elektron

Sel Elektrolisis dan Hukum Faraday

Hukum Faraday II

Bila dua sel atau lebih dialiri arus listrik dalam jumlah yang sama maka perbandingan massa zat – zat yang dihasilkan sebanding dengan massa ekuivalen zat – zat tersebut.

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



Keterangan :

W1 = massa zat 1

W2 = massa zat 2

e1 = massa ekuivalen zat 1

e2 = massa ekuivalen zat 1

$$e = \frac{Ar}{\text{valensi}}$$

CONTOH SOAL



Arus listrik 965 A dialirkan melalui suatu larutan asam selama 5 menit. Banyaknya gas hidrogen yang terbentuk adalah ($1F = 96500 \text{ C/mol}$)

- A. 3,0 mol
- B. 2,5 mol
- C. 2,0 mol
- D. 1,5 mol
- E. 1,0 mol

PEMBAHASAN



Jawaban D

Diketahui : $i = 965 \text{ A}$
 $t = 5 \text{ menit} = 300 \text{ sekon}$

Ditanya : mol gas H_2

Jawab :

Reaksi katoda : $2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2$

$W = e \cdot F$

$F = 3 \text{ mol} \approx 3 \text{ mol elektron}$

$2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2$

$\text{mol H}_2 = \frac{1}{2} \times \text{mol elektron}$
 $= \frac{1}{2} \times 3 \text{ mol} = \mathbf{1,5 \text{ mol}}$

RANGKUMAN & TIPS JITU



Oksidasi:

Pengikatan Oksigen
Pelepasan Elektron
Kenaikan Bilangan Oksidasi

Reduksi:

Pelepasan Oksigen
Pengikatan Elektron
Penurunan Bilangan Oksidasi

Oksidator → Zat yang mengoksidasi zat lain, dirinya sendiri mengalami reduksi

Reduktor → Zat yang mereduksi zat lain, dirinya sendiri mengalami oksidasi



Sel Elektrokimia

Sel Volta

- 1) E sel bernilai positif
- 2) Reaksi berjalan spontan
- 3) Mengubah energi kimia menjadi energi listrik
- 4) Contoh : Batu baterai

Sel Elektrolisis

- 1) E sel bernilai negatif
- 2) Reaksi berjalan tidak spontan
- 3) Mengubah energi listrik menjadi energi kimia
- 4) Contoh : Aki

Potensial Reduksi Standar Sel :

$$E_{sel}^{\circ} = E_{reduksi}^{\circ} - E_{oksidasi}^{\circ}$$

RANGKUMAN & TIPS JITU



KOROSI

Kerusakan logam karena logam bereaksi secara kimia atau elektrokimia dengan lingkungan

Pemicu Korosi :

- 1) Udara dan Air
- 2) Suhu
- 3) Elektrolit

Pencegahan Korosi :

- 1) Melumuri dengan minyak
- 2) mengecat
- 3) Galvanisasi
- 4) Elektroplating
- 5) Perlindungan Katodik



Hukum Faraday I

$$W = \frac{e \cdot I \cdot t}{96500}$$

Keterangan:

z	= muatan ekuivalen
W	= massa (gram)
Q	= muatan listrik (C)
e	= massa ekuivalen
Ar	= massa atom relatif (g/mol)
PBO	= perubahan bilangan oksidasi
I	= arus listrik (A)
t	= waktu (detik)

Hukum Faraday II

$$\frac{wA}{eA} = \frac{wB}{eB}$$

Keterangan:

$$\begin{aligned}wA &= mA \\wB &= mB \\eA &= mA \\eB &= mB\end{aligned}$$

PERLU DIPERHATIKAN



by nininggal

!

Perhatikan suasana **asam** dan **basa** saat penyetaraan reaksi redoks.

!

Jangan sampai tertukar, **katoda** adalah tempat **terjadinya reaksi reduksi** sedangkan **anoda** adalah **tempat terjadinya reaksi oksidasi**

!

Ingat! Pada **sel volta Katoda** merupakan **kutub positif**, sedangkan **anoda** merupakan **kutub negatif**. Sedangkan pada **sel elektrolisis**, **katoda** merupakan **kutub negatif** dan **anoda** merupakan **kutub positif**.



LATIHAN SOAL

1. Dalam sel volta reaksi kimia yang berlangsung spontan dan menghasilkan tenaga listrik

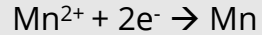
SEBAB

Dalam sel volta, elektron mengalir dari katoda menuju anoda

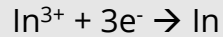
- A. jika pernyataan benar, sebab benar dan keduanya berhubungan
- B. jika pernyataan benar, sebab benar dan keduanya tidak berhubungan
- C. jika pernyataan benar, sebab salah
- D. jika pernyataan salah, sebab benar
- E. jika pernyataan salah, sebab salah

LATIHAN SOAL

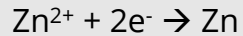
2. Perhatikan data potensial elektroda standar berikut :



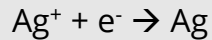
$$E^{\circ} = -1,20 \text{ v}$$



$$E^{\circ} = -0,34 \text{ v}$$

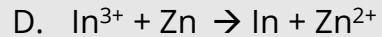
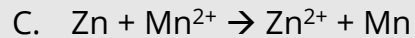
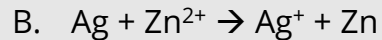
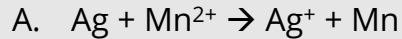


$$E^{\circ} = -0,76 \text{ v}$$



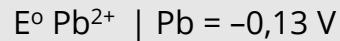
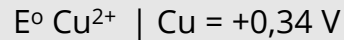
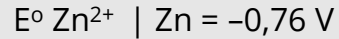
$$E^{\circ} = +0,80 \text{ v}$$

Reaksi yang berlangsung spontan adalah

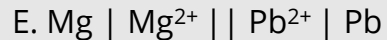
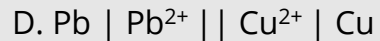
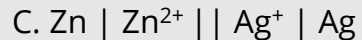
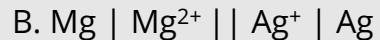
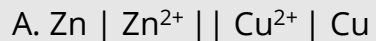


LATIHAN SOAL

3. Dari data potensial reduksi:



Sel Volta yang menghasilkan potensial listrik paling besar adalah



LATIHAN SOAL

4. Kaleng makanan dan minuman terbuat dari besi yang dilapisi timah untuk mencegah korosi

SEBAB

Potensial reduksi standar timah lebih negatif daripada besi

- A. jika pernyataan benar, sebab benar dan keduanya berhubungan
- B. jika pernyataan benar, sebab benar dan keduanya tidak berhubungan
- C. jika pernyataan benar, sebab salah
- D. jika pernyataan salah, sebab benar
- E. jika pernyataan salah, sebab salah

LATIHAN SOAL

5. Hasil-hasil yang diperoleh dalam elektrolisis larutan KNO_3 dengan elektroda emas adalah
- A. gas hidrogen dan gas oksigen di ruang katode, kalium di ruang anode
 - B. gas hidrogen di ruang katode, gas oksigen di ruang anode
 - C. kalium di ruang katode, NO_2 di ruang anode
 - D. kalium di ruang katode, gas oksigen di ruang anode
 - E. kalium di ruang katode, gas hidrogen di ruang anode

LATIHAN SOAL

6. Bila pada reaksi elektrolisis larutan NaCl terbentuk 0,5 mol gas Cl_2 , maka jumlah muatan listrik yang lewat dalam larutan ialah
- A. 0,5 Faraday
 - B. 1 Faraday
 - C. 2 Faraday
 - D. 2,5 Faraday
 - E. 4 Faraday

LATIHAN SOAL

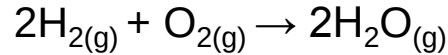
7. Pada suatu proses elektrolisis, arus listrik 1.930 C dilewatkan dalam leburan suatu zat elektrolit dan mengendapkan 1,5 gram unsur X pada katode. Jika Ar X = 150, 1 F = 96.500 C, maka ion X dapat ditulis
- A. X^-
 - B. X^+
 - C. X^{2-}
 - D. X^{2+}
 - E. X^{3+}

LATIHAN SOAL

8. Dua buah sel masing-masing berisi larutan NiCl_2 dan AgNO_3 dihubungkan secara seri. Jika selama elektrolisis pada sel kedua terbentuk 0,54 gram perak ($\text{Ar Ag} = 108$) maka massa nikel ($\text{Ar Ni} = 59$) yang terbentuk pada sel pertama adalah
- A. 147,5 mg
 - B. 295,0 mg
 - C. 442,5 mg
 - D. 590,0 mg
 - E. 737,5 mg



9. Pada sel bahan bakar (fuel cells), arus listrik dihasilkan dari reaksi:



Untuk menghasilkan arus tetap sebesar 0,193 A ($F = 96500 \text{ C/mol e}$), sel bahan bakar tersebut menghabiskan H_2 dengan laju

- A. $1 \times 10^{-6} \text{ g/s}$
- B. $2 \times 10^{-6} \text{ g/s}$
- C. $3 \times 10^{-6} \text{ g/s}$
- D. $4 \times 10^{-6} \text{ g/s}$
- E. $5 \times 10^{-6} \text{ g/s}$

LATIHAN SOAL HOTS



10. Batang seng ($A_r \text{ Zn} = 65,4$) dihubungkan dengan pipa besi ($A_r \text{ Fe} = 56$) yang terkubur untuk mencegah terjadinya korosi. Jika arus rata-rata mengalir $9,65 \times 10^{-3} \text{ A}$ di antara batang seng dan pipa besi, banyaknya batang seng yang dibutuhkan untuk melindungi besi selama 20 tahun adalah ...(1 tahun = 365 hari)

- A. 1,18 kg
- B. 1,77 kg
- C. 2,06 kg
- D. 2,31 kg
- E. 4,12 kg

YUK BERDISKUSI



Peralatan Masak Yang Terbuat dari Aluminium

Aluminium (Al) memiliki potensial reduksi lebih kecil daripada besi (Fe). Namun, aluminium banyak digunakan sebagai rangka pesawat atau peralatan memasak dan tidak tampak terkorosi sebagaimana besi?

Jelaskan dari reaksi oksidasi yang terjadi.



Sejumlah lelehan garam klorida dielektrolisis dengan suatu arus listrik sebesar 3,00 Ampere.

Hasil elektrolisis menghasilkan endapan sebagai berikut :

- 1) 50 g Mg
- 2) 75 g Al
- 3) 100 g Ca
- 4) 125 g Fe

Urutkan proses elektrolisis garam-garam di atas dimulai dari yang paling cepat hingga paling lama!

(Soal Olimpiade Kimia tingkat Kota 2013)