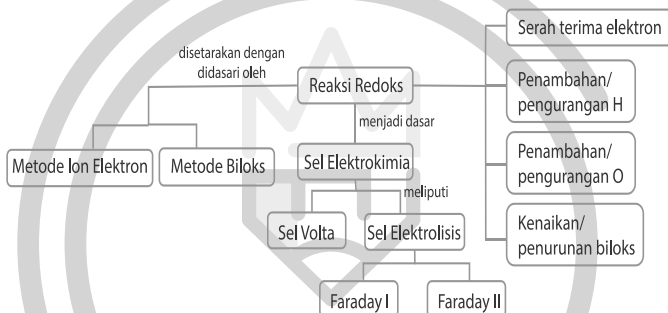


REAKSI REDOKS DAN ELEKTROKIMIA



A. Mind Mapping



B. BILANGAN OKSIDASI

Bilangan oksidasi (biloks) adalah bilangan yang menunjukkan muatan yang disumbangkan oleh atom unsur tersebut pada molekul atau ion yang dibentuknya. Nilai muatan dapat berharga positif atau negatif. Atom yang mempunyai keelektronegatifan lebih besar mempunyai biloks negatif sedangkan yang mempunyai keelektronegatifan lebih kecil mempunyai biloks positif.

1. Urutan Keelektronegatifan



Logam < H < P < C < S < I < Br < Cl < N < O < F

(*unsur yang lebih elektronegatif mempunyai biloks negatif)



Contoh:

NaH : H lebih elektronegatif maka biloks H negatif, biloks Na positif

SO₄²⁻ : O lebih elektronegatif maka biloks O negatif, biloks S positif

2. Aturan Biloks

Berikut ini beberapa aturan untuk menentukan biloks:

- a. Biloks atom dalam unsur bebas = 0

Contoh: biloks Fe, Na, Cu, H₂, Cl₂, O₂ = 0

- b. Biloks ion monoatomik sama dengan muatan ionnya.

Contoh:

- Biloks ion Fe²⁺ = +2
- Biloks ion K⁺ = +1
- Biloks ion S²⁻ = -2

- c. Biloks logam golongan IA, IIA dalam senyawanya sesuai dengan nomor golongannya.

- Biloks logam-logam golongan IA (Li, Na, K, Rb, Cs) dalam senyawanya = +1
- Biloks logam-logam golongan IIA (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) dalam senyawanya = +2

- d. Biloks H dalam senyawa pada umumnya = +1, kecuali pada hidrida = -1

Contoh:

- biloks H dalam HCl, H₂O, dan NH₃ = +1
- biloks H dalam NaH, CaH₂ = -1

- e. Biloks O dalam senyawa pada umumnya = -2, kecuali:

- biloks O dalam NaO, CaO₂ = -1
- biloks O dalam NaO₂, KO₂ = $\frac{1}{2}$
- biloks O dalam OF₂ = +2

- f. Jumlah total biloks dalam senyawa netral = 0

- g. Jumlah biloks dalam ion poliatom = muatan ionnya



CONTOH SOAL

Kemungkinan bilangan oksidasi unsur dengan konfigurasi elektron $4s^2 3d^6$ adalah

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

Pembahasan Cerdik:

Bilangan oksidasi unsur dengan konfigurasi elektron $4s^2 3d^6$ adalah +2 dan +3 karena mudah melepaskan elektron dari $4s$ dan sebagian dari $3d$.

Jawaban: B

C. PERKEMBANGAN KONSEP REDOKS

Reaksi reduksi dan oksidasi adalah suatu reaksi yang terjadi perubahan bilangan oksidasi (reduksi dan oksidasi). Konsep-konsep reduksi dan oksidasi:

1. Berdasarkan Pengikatan dan Pelepasan Oksigen

- Oksidasi: reaksi penggabungan oksigen dengan unsur atau senyawa.
Contoh: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
- Reduksi: reaksi pelepasan oksigen dari senyawanya.
Contoh: $2\text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Ag} + \text{O}_2$

2. Berdasarkan Penangkapan dan Pelepasan Elektron

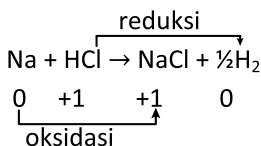
- Oksidasi: reaksi pelepasan elektron.
Contoh: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e$
- Reduksi: reaksi penerimaan elektron.
Contoh: $\text{Na}^+ + e \rightarrow \text{Na}$

3. Berdasarkan Perubahan Bilangan Oksidasi

- Oksidasi: reaksi peningkatan biloks.
- Reduksi: reaksi penurunan biloks.



a. Contoh Reaksi Redoks



Berdasarkan reaksi di atas, maka:

HCl : Oksidator
Na : Reduktor } Selalu di RUAS KANAN

H₂ : Hasil reduksi
NaCl : Hasil oksidasi } Selalu di RUAS KIRI

Pengertian masing-masing istilah di atas:

- Reduktor (pereduksi) adalah zat (reaktan) yang mengalami oksidasi.
- Oksidator (pengoksidasi) adalah zat (reaktan) yang mengalami reduksi.
- Hasil reduksi adalah zat (produk) yang bilangan oksidasinya turun.
- Hasil oksidasi adalah zat (produk) yang bilangan oksidasinya naik.

b. Reaksi Autoreduks (Disproporsionasi)

Reaksi autoreduks atau reaksi disproporsionasi adalah reaksi dimana hanya satu zat saja yang mengalami kenaikan dan penurunan bilangan oksidasi.

Contoh:	Ti ₂ O ₃ (s)	→	TiO(s)	+	TiO ₂ (s)
	+3		+2		+4

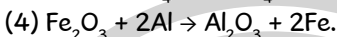
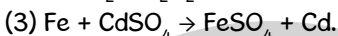
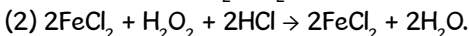
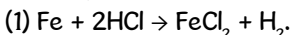
Berdasarkan reaksi tersebut, bilangan oksidasi Ti di dalam Ti₂O₃ mengalami penurunan dan kenaikan bilangan oksidasi dari +3 menjadi +2 (biloks Ti dalam TiO) dan +4 (biloks Ti dalam TiO₂).



CONTOH SOAL

1. SOAL SBMPTN 2015 KODE 523

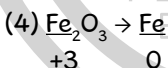
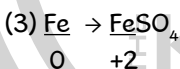
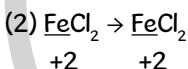
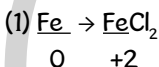
Reaksi yang melibatkan besi sebagai reduktor adalah ...



Pembahasan Cerdik:

Ingat-ingat!

Reduktor (pereduksi) adalah zat yang mengalami oksidasi (bilangan oksidasinya meningkat).



Jadi, reaksi yang melibatkan besi sebagai reduktor adalah reaksi (1) dan (3).

Jawaban: B

D. PENYETARAAN REAKSI REDOKS

Menyetarakan reaksi redoks dengan cara coba-coba akan sering mengalami kesulitan. Untuk mempermudah, maka dapat menggunakan metode bilangan oksidasi dan metode setengah reaksi.



1. Metode Bilangan Oksidasi

Langkah-langkah menyetarakan reaksi redoks **dalam suasana asam**:

- Tentukan reaksi oksidasi dan reaksi reduksi dengan cara menuliskan perubahan bilangan oksidasi.
- Setarakan jumlah unsur, selain O dan H, yang mengalami perubahan bilangan oksidasi dengan memberi koefisien yang sesuai (biasanya selain unsur H dan O).
- Tentukan jumlah perubahan biloks dari reaksi reduksi dan oksidasi. Menentukan penurunan biloks reaksi reduksi dan kenaikan biloks reaksi oksidasi, yang selanjutnya akan dikalikan silang dan digunakan untuk koefisien reaksi reaktan yang mengalami perubahan biloks.
- Setarakan jumlah perubahan biloks tersebut dengan memberi koefisien yang sesuai.
- Setarakan jumlah oksigen dengan menambah H_2O .
- Setarakan jumlah hidrogen dengan menambahkan H^+ .

2. Metode Setengah Reaksi

Langkah-langkah **dalam suasana asam**:

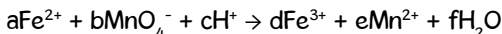
- Tuliskan reaksi yang mengalami reduksi dan oksidasi secara terpisah.
- Setarakan unsur yang mengalami perubahan biloks.
- Setarakan jumlah **oksigen** dengan menambah molekul H_2O .
- Setarakan jumlah **hidrogen** dengan menambahkan ion H^+ .
- Setarakan **muatan** dengan menambahkan e^- .

Langkah-langkah menyetarakan reaksi redoks **dalam suasana basa**, dapat dilakukan dengan cara yang sama seperti dalam suasana asam. Akan tetapi, ion H^+ tersebut harus dihilangkan dengan cara menambahkan ion OH^- pada kedua ruas, sebanyak ion H^+ yang ada.



CONTOH SOAL

Diketahui persamaan reaksi belum setara berikut!



Setelah reaksi disetarakan, perbandingan yang benar adalah

....

A. $a : b = 5 : 8$.

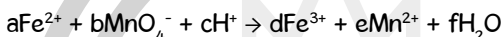
D. $c : d = 5 : 8$

B. $a : c = 5 : 1$

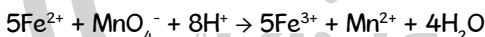
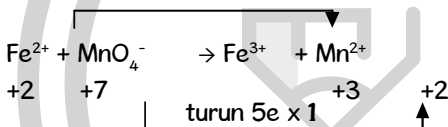
E. $d : f = 4 : 5$

C. $b : e = 1 : 1$

Pembahasan Cerdik:



naik $1e \times 5$



(Samakan muatan dan jumlah atom H)

maka $a = 5$, $b = 1$, $c = 8$, $d = 5$, $e = 1$, dan $f = 4$

Jawaban: C

E. APLIKASI REAKSI REDOKS

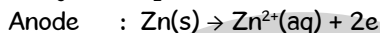
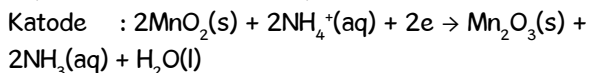
1. Sel Kering Baterai

a. Baterai Seng-Karbon atau Leclanche

Baterai Seng-Karbon atau Leclanche adalah jenis baterai yang dikomersilkan pertama kali. Baterai ini banyak dipakai sebagai sumber listrik untuk lampu senter, jam dinding, radio, dan alat-alat elektronik lainnya. Baterai ini terdiri atas seng (anode) dan



batang grafit (katode). Zat elektrolit pada baterai ini adalah campuran MnO_2 , NH_4Cl , dan serbuk karbon yang dikemas dalam bentuk pasta. Reaksi redoks yang terjadi sangat rumit, tetapi secara sederhana dapat ditulis dalam bentuk persamaan berikut.



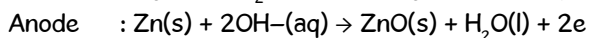
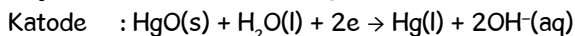
Potensial sel yang dihasilkan adalah 1,5 V dan arus listrik yang mengalir akan berkurang jika dipakai. Potensial sel juga akan berkurang jika cuaca dingin.

b. Baterai Merkuri

Sel merkuri atau disebut juga baterai kancing jenis Ruben-Mallory adalah sel Volta yang lain. Potensial sel yang dihasilkan adalah 1,35 V. Sel jenis ini banyak digunakan untuk baterai arloji, kalkulator, dan komputer. Baterai merkuri ini telah dilarang penggunaannya dan ditarik dari peredaran sebab bahaya yang dikandungnya (logam berat merkuri).

dikandungnya (logam berat merkuri).

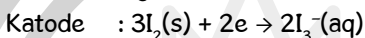
Baterai ini terdiri atas seng (anode) dan merkuri(II) oksida (katode). Kedua elektrode tersebut berupa serbuk padat. Ruang di antara kedua elektrode diisi dengan bahan penyerap yang mengandung elektrolit kalium hidroksida (basa, alkalin). Reaksi redoks yang terjadi dalam sel adalah sebagai berikut:



c. Baterai Litium

Baterai seng-karbon dan baterai merkuri tidak benar-benar kering sebab elektrolit yang dipakai masih berupa pasta. Sel kering yang benar-benar kering adalah sel jenis litium-iodin. Potensial sel yang dihasilkan baterai ini sebesar 3,6 V.

Sel litium-iodin adalah sel Volta dengan logam litium sebagai anode dan senyawa kompleks I_2 sebagai katode. Kedua elektrode ini dipisahkan oleh lapisan tipis dari litium iodida. Reaksi redoks yang terjadi adalah sebagai berikut:

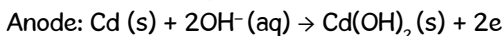
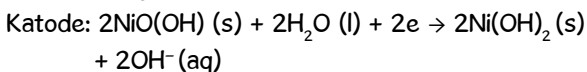


Baterai ini jenis litium dapat diisi ulang (*rechargeable*). Sementara itu, baterai seng-karbon dan baterai merkuri tidak dapat diisi ulang. Baterai litium banyak dipakai untuk mobilephone (HP) dan mobil mainan.

d. Baterai Nikel-Kadmium

Baterai yang dapat diisi ulang selain baterai litium-iodin adalah baterai nikel-kadmium (nicad). Sel nicad adalah baterai untuk penyimpanan muatan. Sel nicad tergolong sel Volta yang terdiri atas kadmium sebagai anode, nikel oksida sebagai katode, dengan elektrolit kalium hidroksida.

Baterai nicad banyak digunakan untuk baterai penerang isi ulang. Reaksi sel selama pemakaian adalah sebagai berikut:



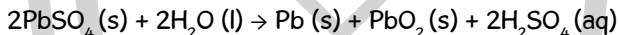
2. Sel Aki (Accumulator)

Sel aki (*accumulator*) atau dikenal juga dengan sel timbal adalah sel Volta komersial jenis lain yang dapat diisi ulang. Sel aki terdiri atas timbel oksida sebagai katode dan logam timbel berbentuk bunga karang sebagai anode. Kedua elektrode ini dicelupkan dalam larutan H_2SO_4 10%. Potensial sel yang dihasilkan yaitu sekitar 2 V. Untuk memperoleh potensial sel sebesar 6 V, diperlukan tiga buah sel yang disusun secara seri. Reaksi yang terjadi selama aki dipakai (*discharged*) adalah sebagai berikut:

Katode: $\text{PbO}_2(\text{s}) + 3\text{H}^+(\text{aq}) + \text{HSO}_4^-(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Anode: $\text{Pb}(\text{s}) + \text{HSO}_4^-(\text{aq}) \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + \text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

Apabila aki telah dipakai, aki dapat diisi ulang menggunakan arus listrik searah. Selama proses isi ulang, reaksi dalam sel merupakan kebalikan dari reaksi pemakaian. Reaksinya adalah sebagai berikut.



Pada proses isi ulang aki, sejumlah air dalam aki terurai menjadi hidrogen dan oksigen, akibatnya aki kekurangan air. Oleh karena itu, aki yang sering dipakai dan diisi ulang, cairan elektrolitnya harus diganti dengan yang baru.

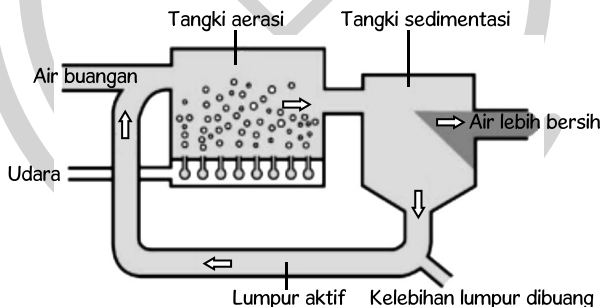
3. Reaksi Redoks Dalam Pengolahan Air Buangan

Limbah cair baik yang berasal dari industri, pertanian, dan rumah tangga sering kali dibuang ke sungai. Limbah yang dibuang ke sungai tersebut menimbulkan pencemaran air dan jumlahnya semakin lama semakin bertambah banyak. Air limbah tersebut mengandung campuran bahan organik, lumpur, minyak, oli, bakteri, virus, garam-garaman, pestisida, detergen, logam berat, dan berbagai macam limbah plastik. Oleh karena berbahaya, maka air limbah tersebut harus diolah ter-



lebih dahulu sehingga aman ketika dialirkan kembali ke lingkungan.

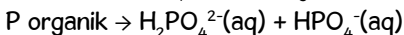
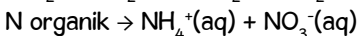
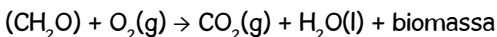
Proses penangan air limbah pada dasarnya terdiri dari tiga tahapan, yaitu: proses penanganan primer, proses penanganan sekunder, dan proses penanganan tersier. Proses penanganan primer terdiri dari tahapan-tahapan yaitu: penyaringan, pengendapan, dan pemisahan endapan. Air limbah disaring sehingga dapat memisahkan air limbah dari limbah padatan (limbah yang tidak larut air). Setelah itu, padatan tersebut dibiarkan sehingga mengendap lalu mengapung dan dapat dipisahkan. Proses penanganan sekunder dimaksudkan untuk menghilangkan BOD (*Biochemical Oxygen Demand*) serta padatan tersuspensi, yaitu dengan cara mengoksidasinya. Proses ini adalah pengolahan air limbah yang mengaplikasikan reaksi redoks dengan proses lumpur aktif.



Lumpur aktif adalah lumpur yang kaya dengan bakteri aerob. Bakteri aerob adalah bakteri yang dapat menguraikan limbah organik yang dapat mengalami biodegradasi. Bakteri aerob mengubah sampah organik (zat-zat yang mengandung C, N, atau P) dalam air limbah hasil proses pengolahan primer menjadi biomassa dan gas CO_2 , nitrogen organik menjadi amonium dan nitrat,



serta fosforus organik menjadi fosfat. Proses ini terjadi di dalam tangki aerasi dengan reaksi sebagai berikut.



Proses terakhir yaitu proses penanganan tersier bertujuan menghilangkan komponen-komponen organik dan anorganik yang terlarut. Komponen-komponen itu seperti limbah organik beracun dan limbah anorganik berbahaya. Setelah ketiga proses itu dilakukan, air limbah aman untuk dialirkan ke lingkungan.

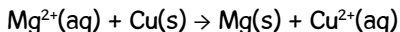
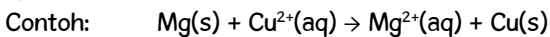
F. SEL VOLTA

1. Deret Volta

Deret volta adalah urutan logam kecenderungan mengalami reaksi reduksi. Semakin ke kanan, logam semakin mudah mengalami reduksi (oksidator makin kuat). Sebaliknya, apabila semakin ke kiri, maka logam semakin mudah mengalami oksidasi (reduktor makin kuat). Urutan deret volta: Li-K-Ba-Ca-Na-Mg-Al-Mn-(H₂O)-Zn-Cr-Fe-Cd-Co-Ni-Sn-Pb-(H)-Cu-Hg-Ag-Pt-Au.

Beberapa informasi penting yang diperoleh dari deret volta, yaitu sebagai berikut.

1. Reaksi Pendesakan logam, yaitu logam di kiri dapat mendesak ion logam di kanannya di deret volta (reaksi spontan).

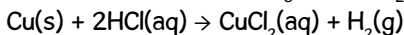


(reaksi tidak spontan)

2. Logam akan bereaksi dengan Asam \rightarrow Garam dan H₂.
Syarat: logam yang di kiri atom H pada deret volta,



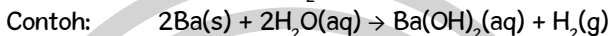
asamnya bukan HNO_3 pekat, dan garam yang dihasilkan mempunyai biloks yang rendah.



(reaksi tidak spontan)

3. Logam akan bereaksi dengan H_2O menghasilkan Basa dan H_2 .

Syarat: logam yang di kiri H_2O pada deret volta.



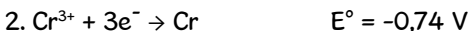
(reaksi tidak spontan)

4. Logam di sebelah kiri atom H mempunyai harga potensial elektrode negatif ($E^\circ = -\text{Volt}$), sedangkan yang di sebelah kanan atom H mempunyai harga potensial elektrode positif ($E^\circ = +\text{Volt}$). Sementara atom H mempunyai harga potensial elektrode nol ($E^\circ = 0\text{ Volt}$).

CONTOH SOAL

1. SOAL UM-UGM 2015 KODE 631

Diketahui data potensial reduksi standar kimia:



Berdasarkan data tersebut, pernyataan berikut yang benar adalah

(1) Zn merupakan reduktor terkuat.

(2) Pada sel galvanik yang menghubungkan antara Cd dengan Cr, maka logam Cd berperan sebagai katoda.



(3) Pada sel galvani antara Zn dengan Cr, Zn teroksidasi menjadi Zn^{2+} .

(4) Cd menunjukkan logam yang paling mudah teroksidasi.

PEMBAHASAN CERDIK:

Urutan kekuatan reduktor: $\text{Zn} > \text{Cr} > \text{Cd}$ (makin kecil E°_{sel} , makin mudah mengalami oksidasi). Oleh karena itu, pada sel galvani yang menghubungkan antara Cd dengan Cr, maka logam Cd berperan sebagai katoda. Selain itu, pada sel galvani antara sel Zn dengan Cr, Zn teroksidasi menjadi Zn^{2+} .

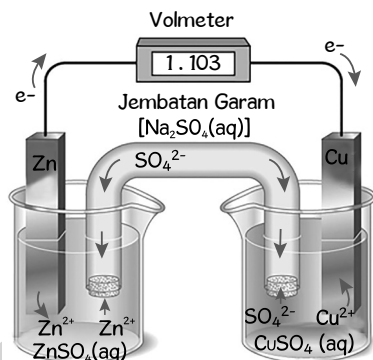
Jawaban: A

2. Sel Volta

Sel elektrokimia terdiri atas dua jenis, yaitu sel Volta dan sel elektrolisis. Pada sel Volta terjadi reaksi redoks yang menghasilkan listrik (reaksi spontan). Sebaliknya, pada sel elektrolisis, arus listrik digunakan untuk membentuk reaksi redoks.

Pada rangkaian sel elektrokimia terdapat dua elektroda, yaitu katoda dan anoda. Katoda dan anoda adalah tempat terjadinya peristiwa redoks. Pada katoda terjadi reaksi reduksi (menerima elektron), sedangkan pada anoda terjadi reaksi oksidasi (pelepasan elektron). Pada sel volta, katoda merupakan elektoda positif, sedangkan anoda merupakan elektroda negatif.





Trik Praktis Mengingat!

KaRed AnOKs

(Katoda-Reduksi dan Anoda-Oksidasi)

KaPAN

(Katoda- elektoda Positif dan Anoda-kutub Negatif)

Beberapa hal penting tentang sel volta:

1. Logam dengan E° lebih besar merupakan katoda (mengalami reduksi), dan sebaliknya.
2. Notasi atau diagram sel:
Anoda | ion || ion | Katoda
3. Elektron mengalir dari anoda (E° kecil) ke katoda (E° besar).
4. Harga potensial listrik atau potensial sel dari sel volta:

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

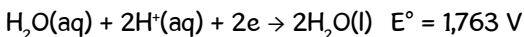
$$= E^\circ \text{ katoda} - E^\circ \text{ anoda}$$



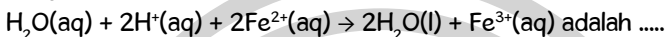
CONTOH SOAL

SOAL SBMPTN 2014 KODE 523

Potensial reduksi standar, (E°) untuk:



Harga E° sel reaksi:



A. 0,225 V

D. 2,532 V

B. 0,994 V

E. 3,301 V

C. 1,379 V

PEMBAHASAN CERDIK:

$$\begin{aligned} E^\circ \text{ sel} &= E^\circ_{\text{reduksi}} - E^\circ_{\text{oksidasi}} \\ &= 1,763 - 0,769 = +0,994 \text{ V} \end{aligned}$$

Jawaban: B

3. Aplikasi Sel Volta

Contoh Sel Volta	Reaksi
Sel Aki (Sel Penyimpanan) Potensial Sel = 2,1 V.	Katode : $\text{PbO}_2(\text{s}) + 3\text{H}^+(\text{aq}) + \text{HSO}_4^- (\text{aq}) + 2e \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ Anode : $\text{Pb}(\text{s}) + \text{HSO}_4^- (\text{aq}) \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + \text{H}^+(\text{aq}) + 2e$
Batu Baterai (Sel Kering, Sel Leclanche) Potensial Sel = 1,5 V.	Katode : $2\text{MnO}_2(\text{s}) + 2\text{NH}_4^+(\text{aq}) + 2e \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ Anode : $\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2e$



Contoh Sel Volta	Reaksi
Baterai Merkuri Potensial Sel = 1,35 V.	Katode : $\text{HgO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg(l)} + 2\text{OH}^-(\text{aq})$ Anode : $\text{Zn(s)} + 2\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} + 2\text{e}^-$
Baterai Litium Potensial Sel = 3,6 V.	Katode : $3\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}_3^-(\text{aq})$ Anode : $2\text{Li(s)} \rightarrow 2\text{Li(aq)} + 2\text{e}^-$
Baterai Ni-kel-Kadmium	Katode: $2\text{NiO}_2\text{H(s)} + 2\text{H}_2\text{O(l)} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ni(OH)}_2(\text{s}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$ Anode: $\text{Cd(s)} + 2\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cd(OH)}_2(\text{s}) + 2\text{e}^-$

G. SEL ELEKTROLISIS

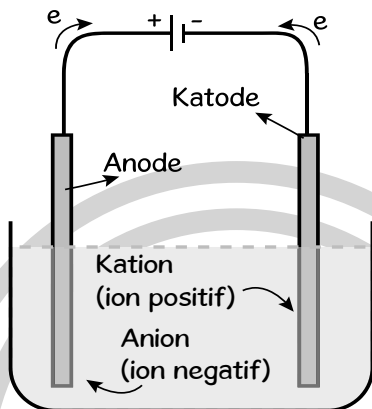
1. Sel Elektrolisis

Elektrolisis adalah reaksi redoks yang tidak bisa berlangsung spontan. Sel elektrolisis menggunakan listrik untuk melaksanakan reaksinya. Hal ini kebalikan dari sel Volta yang berlangsung spontan dan menghasilkan energi listrik. Tempat berlangsungnya reaksi reduksi dan oksidasi dalam sel elektrolisis sama seperti pada sel volta, yaitu anode (reaksi oksidasi) dan katode (reaksi reduksi).

Perbedaan sel elektrolisis dan sel volta terletak pada kutub elektrode. Pada sel volta, anode (–) dan katode (+), sedangkan pada sel elektrolisis sebaliknya, anode (+) dan katode (–). Pada sel elektrolisis anode dihubungkan dengan kutub positif sumber energi listrik, sedangkan katode dihubungkan dengan



kutub negatif. Oleh karena itu pada sel elektrolisis di anode akan terjadi reaksi oksidasi dan di katode akan terjadi reaksi reduksi.



Trik Praktis Mengingat!

- KaRed AnOKs (Katoda-Reduksi dan Anoda-Oksidasi)
- KNAPEI (Katoda- elektoda Negatif dan Anoda-kutub Positif pada Elektrolisis)

2. Reaksi Elektrolisis

Pada suatu elektrolisis larutan elektrolit akan terjadi kompetisi antara ion-ion dan molekul air (pelarut) untuk dielektrolisis. Pada reaksi di katoda, air yang akan direduksi apabila ion-ion logam memiliki E° lebih kecil dari E air ($E^\circ = -0,83$ Volt) karena air lebih mudah menangkap elektron daripada ion logam. Begitu pula yang terjadi di anoda.



Reaksi reduksi pada Katoda (lihat kation)	Reaksi oksidasi pada Anoda (lihat elektroda)
Ion-ion IA, IIA, Al^{3+} , dan Mn^{2+} . Larutan: $2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2$ Lelehan: $\text{M}^{n+} + ne \rightarrow \text{M}$	Elektroda Inert/Pasif (C, Pt, dan Au) • Sisa Asam Oksi (SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-}) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e$ • Ion-ion Halogen (Cl^- , Br^- , I^-) $2\text{X}^- \rightarrow \text{X}_2 + 2e$ • Ion OH^- (basa) $4\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e$
Ion-ion logam lainnya: $\text{M}^{n+} + ne \rightarrow \text{M}$	Elektode Tak Inert/Aktif (Selain C, Pt, dan Au) $\text{M} \rightarrow \text{M}^{n+} + ne$
Ion H^+ (asam): $2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2$	

H. HUKUM FARADAY

1. Hukum Faraday I

Bunyi Hukum Faraday I: "Massa zat yang dilepaskan selama elektrolisis berbanding lurus dengan jumlah listrik yang digunakan". Rumus yang digunakan:

$$w = e \cdot F = \frac{e \cdot i \cdot t}{96.500}$$

$$e = \frac{A_r}{\text{biloks}}$$

Keterangan:

w = Σ zat yang dihasilkan (gram)

i = arus listrik

e = berat ekuivalen

t = waktu (detik)

F = arus listrik = 1 mol elektron

2. Hukum Faraday II

Bunyi Hukum Faraday II: "Massa zat yang dilepaskan pada



elektrolisis berbanding lurus dengan massa ekuivalen zat itu”.

$$\frac{w_1}{e_1} = \frac{w_2}{e_2} = \dots = \frac{w_n}{e_n}$$

Ciri: arus listrik yang digunakan sama.

CONTOH SOAL

SOAL SBMPTN 2015 KODE 508

Suatu baterai dengan elektroda $\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}$ dan $\text{Al}^{3+}|\text{Al}$ pada keadaan standar menghasilkan arus 0,3 A selama 161 menit. Nilai $E^\circ \text{Fe}^{2+}|\text{Fe} = -0,44 \text{ V}$, $E^\circ \text{Al}^{3+}|\text{Al} = -1,66 \text{ V}$, $F = 96500 \text{ C/mol elektron}$, $\text{Ar Fe} = 56$ dan $\text{Ar Al} = 27$. Pengurangan massa di anoda adalah

- A. 0,27 g
- B. 0,45 g
- C. 0,56 g

- D. 0,81 g
- E. 1,12 g

PEMBAHASAN CERDIK:

Diketahui:

$$i = 0,3 \text{ A}$$

$$t = 161 \text{ menit} = 9660 \text{ detik}$$

$$F = 96500 \text{ C/mol } e^-$$



$$-0,44 \text{ V}$$

$$-1,66 \text{ V}$$

$\text{Fe}^{2+} | \text{Fe}$ lebih kanan dari pada $\text{Al}^{3+} | \text{Al}$

Reduksi (katoda)

oksidasi (anoda)



$$\begin{aligned}
 w &= \frac{A_r \times i \times t}{n \times 96500} \\
 &= \frac{27 \times 0,3 \times 9660}{3 \times 96500} \\
 &= 0,27 \text{ g}
 \end{aligned}$$

Jawaban: A

I. APLIKASI ELEKTROLISIS

Sel elektrolisis umumnya digunakan untuk penyepuhan (*electroplating*), pemurniaan logam, sel merkuri, sel membran, dan produksi zat-zat (aluminium, tembaga, natrium, magnesium, gas klorin, gas oksigen).

J. KOROSI

Korosi adalah peristiwa teroksidasinya suatu logam oleh oksigen dan uap air. Korosi akan semakin cepat berlangsung apabila kelembapan udara dan kadar oksigen meningkat, adanya kontak dengan zat elektrolit, berinteraksi dengan asam, adanya zat pengelantang, dan kontak dengan logam yang mempunyai potensial reduksi lebih kecil (logam lebih di kiri di deret volta). Pencegahan korosi dapat dilakukan dengan cara sebagai berikut.

1. Pengecatan pada pagar dan jembatan.
2. Melapisi atau diberi oli atau pelumas pada mesin.
3. Dibuat paduan logam (*alloy*) seperti kerangka jembatan terbuat dari baja, kuningan, perunggu.
4. Peralatan rumah tangga dibalut plastik.
5. Stang sepeda, bumper dan velg mobil dilapisi krom.
6. Pelapisan dengan timah (*tin plating*) pada kaleng.
7. Pelapisan besi dengan seng (*galvanisasi*).
8. Pengorbanan anoda atau perlindungan katoda, seperti logam magnesium yang dihubungkan dengan pipa yang ditanam di dalam tanah.



SOAL LATIHAN

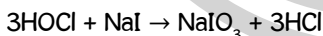
1. SOAL STANDAR UTBK 2019

Gas hidrogen hasil elektrolisis air dapat dimanfaatkan sebagai alternatif pengganti bahan bakar, karena pembakaran gas hidrogen tidak menghasilkan zat polutan. Penggunaan bahan bakar gas hidrogen masih terbatas karena menghadapi masalah biaya sumber energi listrik yang kurang ekonomis. Sebelum dielektrolisis, ke dalam air dimasukkan 2 tetes asam nitrat. Gas oksigen dihasilkan pada anode dan gas hidrogen pada katode. Minimum tegangan listrik yang diperlukan untuk reaksi tersebut adalah 1,5 J/C. Jika diketahui harga tarif dasar listrik (TDL) adalah Rp1.200,00 per kWh, berapakah biaya yang harus dibayar untuk menghasilkan 2 kg gas hidrogen melalui elektrolisis air?

- A. Rp84.500,00
- B. Rp96.500,00
- C. Rp102.000,00
- D. Rp144.000,00
- E. Rp156.000,00

Informasi berikut digunakan untuk menjawab soal nomor 2 dan 3.

Diketahui reaksi:



Dalam suatu larutan 100 mL NaI 0,05 M dan 100 mL HOCl hasil pengenceran dari 5 mL larutan HOCl 3 M.

2. SOAL UTBK 2019

Jumlah mol elektron yang terlibat untuk setiap mol NaI adalah

- A. 3 mol
- B. 4 mol
- C. 5 mol
- D. 6 mol
- E. 7 mol



3. SOAL UTBK 2019

Jika reaksi redoks tersebut berlangsung secara stoikiometris dan sempurna, konsentrasi HCl yang diperoleh dalam larutan adalah

- A. 0,015 M
- B. 0,025 M
- C. 0,030 M
- D. 0,050 M
- E. 0,075 M

4. SOAL UTBK 2019

Alat masak yang terbuat dari bahan logam aluminium tampak tidak berkarat karena

- A. logam Al mempunyai potensial reduksi yang besar
- B. logam Al bersifat amfoter
- C. logam Al mempunyai kerapatan tinggi
- D. logam Al bersifat konduktif
- E. oksida Al yang transparan melapisi permukaan logam Al

5. SOAL UTBK 2019

Beberapa sel Volta dibuat dengan katoda Cu dan beberapa logam lain sebagai anoda. Jika kedua elektroda dihubungkan dengan sebuah lampu yang dipasang sedemikian rupa, lampu akan menyala paling terang apabila digunakan anoda

- A. Ag
- B. Ni
- C. Zn
- D. Al
- E. Mg

6. SOAL SIMAK UI 2019

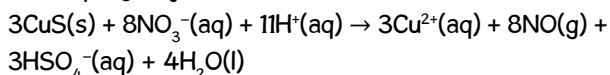
Pada elektrolisis lelehan MgCl_2 ($\text{Ar Mg} = 24$), digunakan arus listrik sebesar 1,5 A ($1 \text{ F} = 96.500 \text{ C/mol}$) selama 9,65 jam. Massa Mg yang dihasilkan adalah

- A. 3,60 gram
- B. 3,70 gram
- C. 5,40 gram
- D. 6,48 gram
- E. 8,24 gram



7. SOAL UTBK 2019

Pemurnian tembaga secara tradisional dilakukan dengan cara melarutkan bijih tembaga sulfida (CuS) dengan asam nitrat (HNO_3). Berikut adalah persamaan reaksi yang terjadi.



Jumlah elektron yang terlibat dalam reaksi stoikiometris setara untuk setiap mol CuS adalah

- A. 3 mol
- B. 4 mol
- C. 8 mol
- D. 9 mol
- E. 11 mol

8. SOAL SBMPTN 2018 KODE 454

Sejumlah 7,1 g Cl_2 ($M_r = 71$) mengalami reaksi auto-redoks sebagai berikut.



Jumlah mol elektron yang terlibat dalam reaksi tersebut adalah

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

9. SOAL UM-UGM 2018 KODE 576

Di antara senyawa-senyawa berikut yang memiliki unsur Br dengan bilangan oksidasi terendah adalah

- A. KBr
- B. HBrO
- C. NaBrO_2
- D. HBrO_3
- E. KBrO_4



10. **SOAL SBMPTN 2016**

Dalam suasana basa, Cl_2 mengalami reaksi disproportionasi menghasilkan ion Cl^- dan ClO_3^- . Jumlah mol ion ClO_3^- yang dihasilkan dari 1 mol Cl_2 adalah

- A. $\frac{1}{5}$ D. 1
B. $\frac{1}{3}$ E. 2
C. $\frac{1}{2}$

11. **SOAL SBMPTN 2015 KODE 530**

Atom tembaga mengalami oksidasi pada reaksi

- (1) $3\text{CuS} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{CuSO}_4 + 8\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
(2) $\text{Zn} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu}$
(3) $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
(4) $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$

12. **SOAL UM UGM 2013 KODE 261**

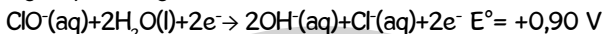
Air bags digunakan sebagai alat keselamatan pada mobil modern yang menggelembung oleh dekomposisi sangat cepat dari senyawa ionik natrium azida NaN_3 . Reaksi ini menghasilkan unsur natrium dan gas nitrogen. Bilangan oksidasi nitrogen dalam natrium azida adalah

- A. -3 D. $+\frac{1}{3}$
B. -1 E. +1
C. $-\frac{1}{3}$

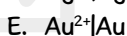


13 SOAL SBMPTN 2018 KODE 454

Diketahui beberapa potensial reduksi standar (E^0) sebagai berikut.



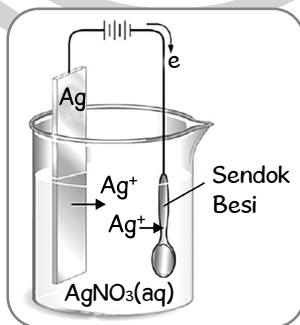
Jika pada elektroda negatif terdapat ion Cl^- dan ClO^- , elektroda positif yang tepat untuk menghasilkan sel Volta adalah



14 SOAL STANDAR UTBK 2019

Cermati wacana berikut!

Agar tampak lebih indah dan bernilai jual tinggi, sendok besi dilapisi dengan logam perak melalui proses penyepuhan. Proses penyepuhan sendok besi dengan logam perak dapat menggunakan sel elektrolisis seperti gambar berikut ini.

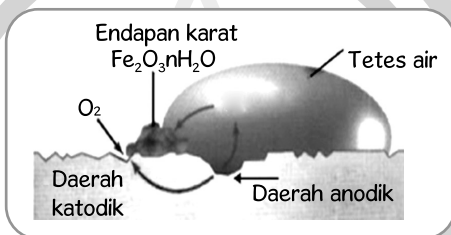


Pada proses penyepuhan sendok besi dengan logam perak ($A_r = 108$) pada wacana tersebut dilakukan selama 15 detik dengan menggunakan arus sebesar 9,65 ampere. Massa logam perak yang melapisi sendok adalah

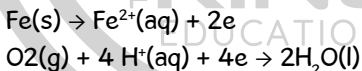
- A. 0,054 g
- B. 0,081 g
- C. 0,162 g
- D. 0,810 g
- E. 1,620 g

15 SOAL STANDAR UTBK 2019

Perhatikan gambar berikut!



Korosi atau proses perkaratan pada pipa bawah tanah merupakan proses elektro kimia dengan reaksi:



Untuk mencegah reaksi katodik, pipa dihubungkan dengan logam lain yang lebih mudah teroksidasi.

Berdasarkan informasi tersebut, simpulan yang bisa didapat tentang faktor-faktor penyebab korosi adalah

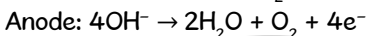
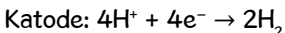
- A. potensial reduksi Fe lebih besar dibanding oksigen
- B. letak logam besi dalam deret Volta lebih kiri dari H_2O
- C. adanya elektrolit/zat terlarut bersifat asam
- D. adanya oksigen dan uap air dalam udara yang lembab
- E. proses korosi memiliki E reaksi yang negatif



PEMBAHASAN

1. PEMBAHASAN CERDIK:

Reaksi elektrolisis air:



$$\text{mol e}^- = \frac{4}{2} \times \text{mol H}_2$$

$$= 2 \times \frac{2.000 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 2.000 \text{ mol} = 2.000 \text{ F}$$

$$F = \frac{i \cdot t}{96.500} = \frac{Q}{96.500}$$

$$2.000 = \frac{Q}{96.500}$$

$$Q = 193 \times 10^6 \text{ C}$$

$$Q = I$$

$$P = V \cdot I$$

$$= 1,5 \text{ J/C} \cdot 193 \times 10^6 \text{ C}$$

$$= 2.895 \times 10^5 \text{ J}$$

$$P = \frac{2.895 \times 10^5 \text{ J}}{3.600 \text{ s}} = 80.416,67 \text{ WH} = 80,417 \text{ kWh}$$

$$\text{Biaya} = 80,417 \text{ kWh} \times \text{Rp}1.200,00 / \text{kWh}$$

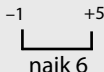
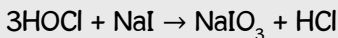
$$= \text{Rp}96.500,00$$

Jawaban: B



2. PEMBAHASAN CERDIK:

Trik Praktis!



$$\begin{aligned} \text{mol } e^- &= \text{mol} \times \text{Perubahan Bilangan Oksidasi (PBO)} \\ &= 1 \text{ mol} \times 6 = 6 \text{ mol} \end{aligned}$$

Jawaban: D

3. PEMBAHASAN CERDIK:

Karena berlangsung secara stoikiometris dan sempurna, maka kedua pereaksi akan habis.

$$\text{mol HOCl} = M \times V = 3 \text{ M} \times 5 \text{ mL} = 15 \text{ mmol}$$

$$\text{Volume total larutan} = 100 \text{ mL} + 100 \text{ mL} = 200 \text{ mL}$$



$$\text{mol HCl} = 15 \text{ mmol (koefisien reaksi sama)}$$

$$M_{\text{HCl}} = \frac{n}{V} = \frac{15}{200} = 0,075 \text{ M}$$

Jawaban: E

4. PEMBAHASAN CERDIK:

Ingat-ingat!

Korosi atau perkaratan adalah proses perusakan pada permukaan logam yang disebabkan oleh terjadinya reaksi kimia (reaksi elektrokimia) pada permukaan logam. Pada reaksi ini, terjadi oksidasi pada suatu logam akibat dari pengaruh lingkungan seperti air, oksigen, dan oksida asam yang terlarut dalam air.

Aluminium biasanya digunakan untuk bahan yang tahan



terhadap korosi. Sebenarnya, aluminium berkarat dengan cepat membentuk aluminium oksida (Al_2O_3). Hal ini disebabkan oleh fenomena pasivasi, yaitu proses pembentukan lapisan aluminium oksida (Al_2O_3) di permukaan logam aluminium segera setelah logam terpapar oleh udara bebas. Lapisan aluminium oksida ini mencegah terjadinya oksidasi lebih jauh. Namun, pasivasi dapat terjadi lebih lambat jika dipadukan dengan logam yang bersifat lebih katodik, karena dapat mencegah oksidasi aluminium.

Jawaban: E

5. PEMBAHASAN CERDIK:

Ingat-ingat!

Pada sel galvani terjadi reaksi secara spontan karena energi potensial selnya (E_{sel}°) bernilai positif sehingga menghasilkan energi listrik.

Sel Volta yang dibuat dengan katoda Cu dan Mg sebagai anode menghasilkan lampu yang akan menyala paling terang karena memiliki harga energi potensial sel (E_{sel}°) yang paling besar (dalam deret Volta letak Mg paling kiri dibandingkan dengan bahan anode yang lain).

Jawaban: E

6. PEMBAHASAN CERDIK:

$$\begin{aligned} \text{massa Mg} &= \frac{e \cdot i \cdot t}{96.500} = \frac{\left(\frac{A_r}{\text{biloks}} \right) \cdot i \cdot t}{96.500} \\ &= \frac{\left(\frac{24}{2} \right) \cdot 1,5 \cdot (9,65 \cdot 60 \cdot 60)}{96.500} \\ &= 6,48 \text{ gram} \end{aligned}$$

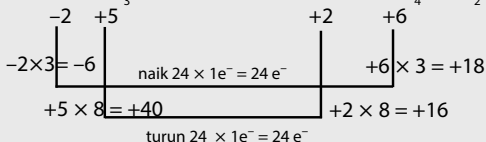
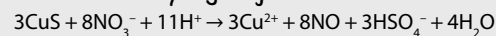
Jawaban: D



7. PEMBAHASAN CERDIK:

Trik Praktis!

Reaksi redoks yang terjadi:



mol e ⁻	koefisien e ⁻
mol CuS	koefisien CuS

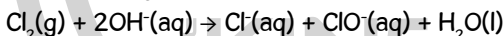
mol e ⁻	24
1 mol	3

mol e ⁻	8 mol
--------------------	-------

Jawaban: C

8. PEMBAHASAN CERDIK:

Sejumlah 71 g Cl₂ (Mr = 71) mengalami reaksi auto-redoks sebagai berikut.



mol Cl₂ = 71/71 = 0,1 mol

Trik Praktis!

Mol elektron = Mol × PBO

PBO (perubahan biloks) = 2



Mol elektron = Mol × PBO = 0,1 × 2 = 0,2 mol.

Jawaban: B

9. PEMBAHASAN CERDIK:

Ingat-ingat!

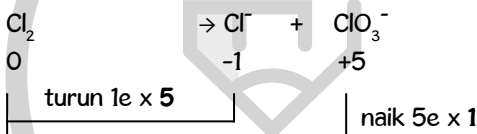
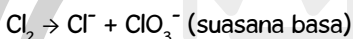
Jumlah total bilangan oksidasi dalam senyawa netral sama dengan nol.



Maka, senyawa yang memiliki unsur Br dengan bilangan oksidasi terendah adalah KBr.

Jawaban: A

10. PEMBAHASAN CERDIK:



(Samakan muatan dan jumlah atom H)

$$\text{Mol ion } \text{ClO}_3^- = \frac{1}{3} \times \text{mol } \text{Cl}_2 = \frac{1}{3} \times 1 = \frac{1}{3}$$

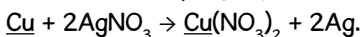
Jawaban: B

11. PEMBAHASAN CERDIK:

Ingat-ingat!

Reaksi oksidasi adalah reaksi dimana suatu zat yang mengalami kenaikan bilangan oksidasi.

Reaksi oksidasi yang tepat:



0

+2

Jawaban: D



12 PEMBAHASAN CERDIK:

Ingat-ingat!

Jumlah total bilangan oksidasi dalam senyawa netral sama dengan nol.

Biloks N dalam senyawa NaN_3 adalah $-\frac{1}{3}$.

Jawaban: C

13 PEMBAHASAN CERDIK:

Potensial reduksi standar (E^0) ion Cl^- dan ClO^- = +0,90 V. Ion Cl^- dan ClO^- bertindak sebagai elektroda negatif. Maka, elektroda positif yang tepat untuk menghasilkan sel Volta adalah logam yang mempunyai potensial reduksi standar (E^0) > potensial reduksi standar (E^0) ion Cl^- dan ClO^- (+0,90 V), yaitu Au (E^0 = +1,50 V).

Jawaban: E

14 PEMBAHASAN CERDIK:

Reaksi: $\text{Ag}^+ + e \rightarrow \text{Ag}$

$$\begin{aligned} W &= \frac{e \cdot i \cdot t}{\text{PBO} \cdot 96.500} \\ &= \frac{A_r}{\text{biloks}} \cdot \frac{i \cdot t}{96.500} = \frac{108}{1} \cdot \frac{9,65 \cdot 15}{96.500} = 0,162 \text{ g} \end{aligned}$$

Jawaban: C

15 PEMBAHASAN CERDIK:

Faktor-faktor penyebab korosi adalah adanya oksigen dan uap air dalam udara yang lembab.

Jawaban: D



1. Group Belajar UTBK GRATIS)

Via Telegram, Quis Setiap Hari, Drilling Soal Ribuan, Full Pembahasan Gratis. Link Group: t.me/theking_utbk

2. Instagram Soal dan Info Tryout UTBK

[@theking.education](https://www.instagram.com/theking.education)

[@video.trik_tpa_tps](https://www.instagram.com/video.trik_tpa_tps)

[@pakarjurusan.ptn](https://www.instagram.com/pakarjurusan.ptn)

3. DOWNLOAD BANK SOAL

www.edupower.id

www.theking-education.id

4. TOKO ONLINE ORIGINAL

SHOPEE, nama toko: [forumedukasiofficial](https://www.shopee.co.id/forumedukasiofficial)

5. Katalog Buku

www.bukuedukasi.com

WA Layanan Pembaca:
0878-397-50005



@theking.education