

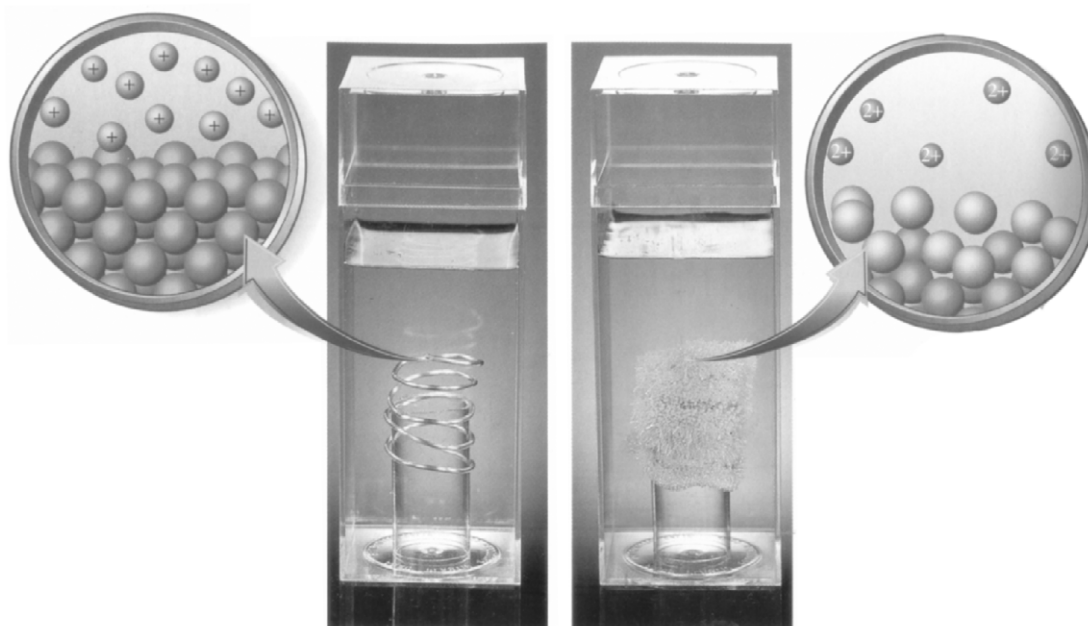
BAB 2

REAKSI REDOKS

Tujuan Pembelajaran

Setelah belajar bab ini, kalian diharapkan mampu:

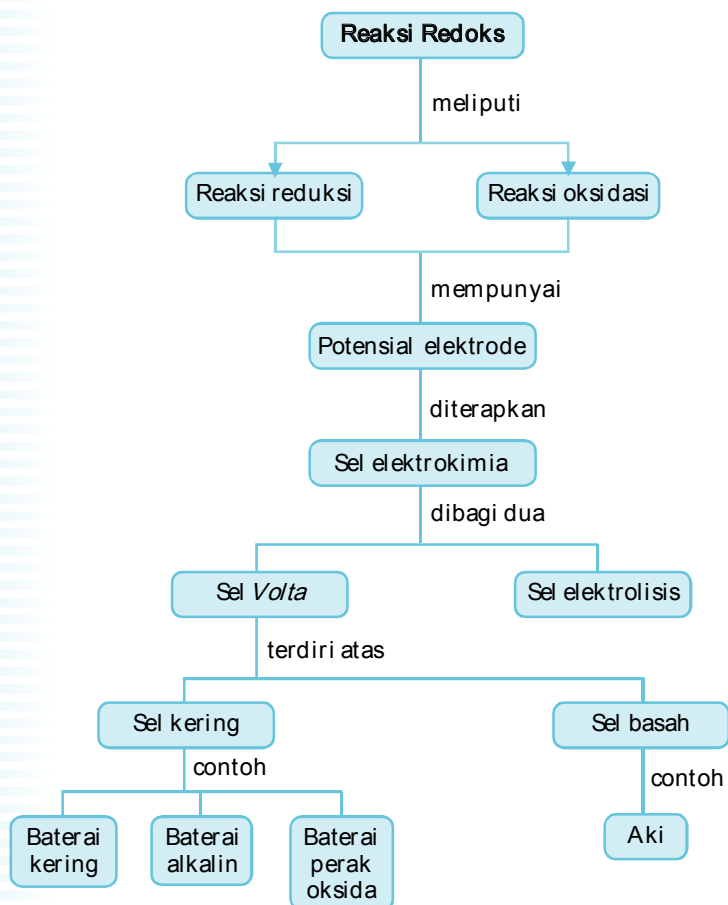
- memahami konsep reaksi redoks;
- menerapkan reaksi redoks dalam sel elektrokimia;
- menerapkan reaksi redoks dalam kehidupan sehari-hari, seperti mencegah korosi dan dalam industri.



Sumber: *General Chemistry*, Hill J W, Petrucci R. H, McCreary T. W, dan Perry S. S

Kalian pasti mengenal kawat tembaga. Coba kalian ambil kawat tembaga dan masukkan dalam larutan AgNO_3 . Apa yang terjadi? Larutan AgNO_3 yang tidak berwarna lama-kelamaan akan berwarna biru. Ini menunjukkan telah terjadi reaksi. Reaksi yang terjadi merupakan reaksi redoks dan akan kalian pelajari pada bab ini.

Peta Konsep



Kata Kunci

- ☐ Reaksi reduksi
- ☐ Reaksi oksidasi
- ☐ Sel elektrokimia

Prasyarat Pembelajaran

1. Apa yang dimaksud dengan reaksi redoks? Jelaskan.
2. Sebutkan contoh di sekitar kalian yang menggunakan konsep redoks.

A. Reaksi Redoks

1. Konsep reaksi redoks

Di kelas X, kalian telah belajar reaksi oksidasi dan reduksi. Masih ingatkah kalian definisi dari oksidasi dan reduksi?

Reaksi oksidasi adalah perubahan kimia yang terjadi ketika elektron dilepaskan. Reaksi reduksi adalah perubahan kimia yang terjadi ketika elektron diterima. Reaksi oksidasi dan reduksi selalu berjalan serempak, sehingga jumlah elektron yang dilepas pada reaksi oksidasi sama dengan jumlah elektron yang diterima pada reaksi reduksi. Reaksi ini dinamakan reaksi redoks.



Sumber: *General Chemistry, Hill J W, Petrucci R. H, Mc Creary T. W, dan Perry S S*

Gambar 2.1

Kapal yang berkarat merupakan contoh reaksi redoks yang berlaku spontan.

Di kelas X telah dijelaskan apa itu bilangan oksidasi? Bilangan oksidasi merupakan konsep yang sangat berguna untuk menentukan dengan cepat keadaan oksidasi atau reduksi suatu atom dalam senyawa. Adapun aturan penentuan bilangan oksidasi sebagai berikut.

- Bilangan oksidasi unsur bebas sama dengan nol.
Misal H dalam H_2 dan Cu dalam Cu.
- Bilangan oksidasi hidrogen dalam senyawa umumnya +1, kecuali dalam senyawa hidrida logam sama dengan -1.
Misal dalam NaH, bilangan oksidasi Na adalah +1 dan H adalah -1.
- Bilangan oksidasi oksigen dalam senyawa umumnya -2, kecuali dalam peroksida sama dengan -1.
- Hasil penjumlahan bilangan oksidasi yang negatif dan positif dalam suatu molekul atau senyawa sama dengan nol.
- Hasil penjumlahan bilangan oksidasi yang negatif dan positif dalam seluruh atom untuk setiap ion sama dengan muatan ion itu sendiri.



Ingat Kembali

Bilangan oksidasi adalah angka yang seakan-akan menunjukkan muatan yang dimiliki oleh partikel untuk berikatan.



Aktivitas Kimia

Mempelajari beberapa reaksi redoks dalam larutan

Alat

- kertas gosok
- tabung reaksi

Bahan

- larutan CuSO_4 0,1 M
- larutan MgSO_4 0,1 M
- larutan $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 M
- larutan FeSO_4 0,1 M
- logam Cu
- logam Mg
- logam Pb
- logam Fe

Cara kerja

1. Isi tabung reaksi dengan larutan yang disediakan setinggi 3 cm.
2. Potong logam Cu, Mg, Ag, Pb, dan Fe dengan ukuran panjang 4 cm dan lebar 0,5 cm.
3. Bersihkan masing-masing permukaan logam dengan cara diampelas sampai bersih.
4. Ambil logam Cu dan celupkan dalam larutan yang disediakan.
5. Amati perubahan yang terjadi dan catat pada tabel pengamatan.
6. Ulangi langkah (4) untuk logam-logam yang lainnya.

Hasil pengamatan

Buat dan lengkapi tabel berikut pada buku kerja kalian.

Larutan Logam	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	$\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$	$\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
Cu
Mg
Ag
Pb
Fe

Evaluasi dan kesimpulan

Kerjakan di buku kerja kalian.

1. Tulis reaksi ion yang terjadi berdasarkan pengamatan kalian.
2. Tuliskan oksidator dan reduktor dalam setiap reaksi.
3. Buat kesimpulan dari aktivitas kalian di atas dan diskusikan dengan teman kalian.

2. Penyetaraan reaksi redoks

Persamaan reaksi redoks sederhana dapat disetarakan dengan menggunakan dua metode sistematis, yaitu metode bilangan oksidasi dan ion elektron atau setengah reaksi.

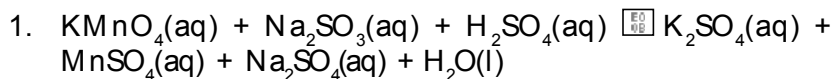
a. Metode bilangan oksidasi

Metode bilangan oksidasi berdasarkan prinsip bahwa jumlah penambahan bilangan oksidasi dari reduktor sama dengan jumlah penurunan bilangan oksidasi dari oksidator. Langkah-langkah menyetarakan reaksi dengan metode bilangan oksidasi sebagai berikut.

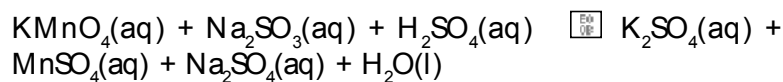
- 1) Menentukan bilangan oksidasi pada setiap unsur dalam persamaan reaksi.
- 2) Menentukan unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi.
- 3) Menentukan jumlah penurunan bilangan oksidasi unsur yang mengalami reduksi (oksidator) dan jumlah penambahan bilangan oksidasi unsur yang mengalami oksidasi (reduktor).
- 4) Menyetarakan unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi dengan meletakkan koefisien yang sesuai.
- 5) Menyetarakan unsur-unsur lainnya mulai dari kation, anion, hidrogen, dan oksigen (KAHO singkatan dari kation, anion, hidrogen, dan oksigen).

Contoh

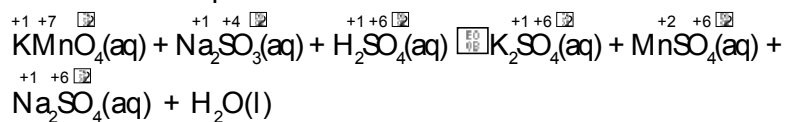
Setarakan reaksi redoks berikut.



Jawab



Langkah 1: Tentukan bilangan oksidasi pada setiap unsur dalam persamaan reaksi.





Ingat Kembali

KAHO

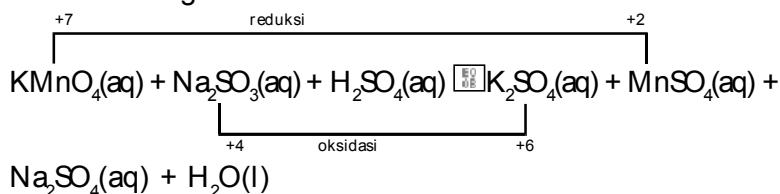
K = kation

A = anion

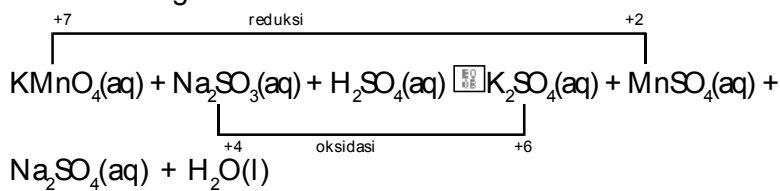
H = hidrogen

O = oksigen

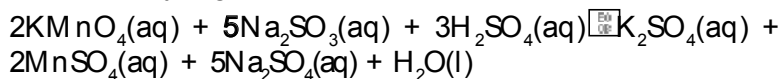
Langkah 2: Tentukan unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi.



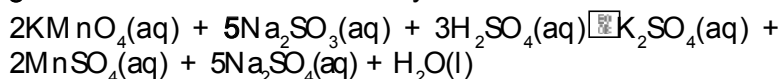
Langkah 3: Tentukan jumlah pertambahan bilangan oksidasi dari unsur yang mengalami oksidasi dan jumlah penurunan bilangan oksidasi dari unsur yang mengalami reduksi.



Langkah 4: Setarakan unsur yang mengalami oksidasi dan reduksi. Zat yang tereduksi dikalikan 2, sedangkan zat yang teroksidasi dikalikan 5.

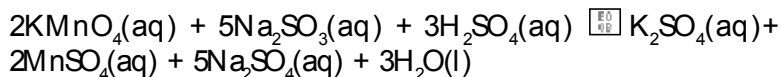


Langkah 5: Setarakan unsur lainnya dalam urutan KAHO.



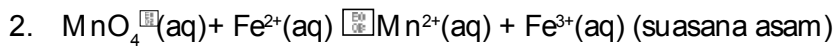
Kation yang tidak berubah bilangan oksidasinya, yaitu K dan Na sudah setara.

Untuk menyetarakan jumlah atom H, tulis koefisien 3 pada H₂O.

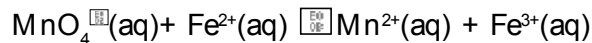


Atom O ternyata sudah setara, dengan demikian reaksi tersebut sudah setara.

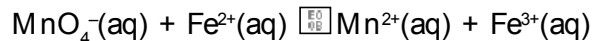
Redoks juga dapat terjadi dalam suasana asam atau basa. Untuk lebih jelasnya coba perhatikan contoh berikut.



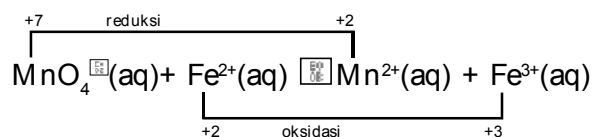
Jawab:



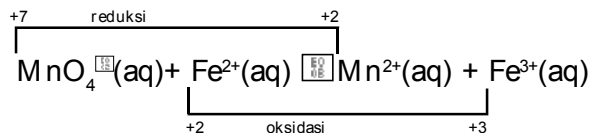
Langkah 1: Tentukan bilangan oksidasi pada setiap unsur.



Langkah 2: Tentukan unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi.

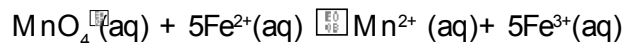


Langkah 3: Tentukan jumlah pertambahan bilangan oksidasi dari unsur yang mengalami oksidasi dan jumlah penurunan bilangan oksidasi dari unsur yang mengalami reduksi.



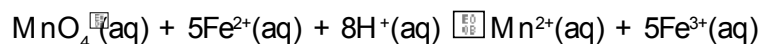
Langkah 4: Setarakan unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi.

Untuk menyetarakan perubahan bilangan oksidasi, zat yang tereduksi dikalikan 1, sedangkan zat yang teroksidasi dikalikan 5.

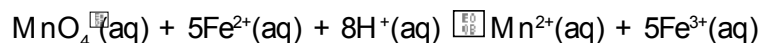


Langkah 5: Setarakan muatan.

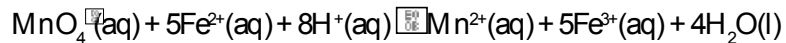
Dalam suasana asam menyetarakan muatan pada ruas kiri dan ruas kanan dengan penambahan ion H^+ . Muatan di ruas kiri adalah +9, sedangkan muatan di ruas kanan adalah +17 sehingga pada ruas kiri ditambahkan 8H^+ .



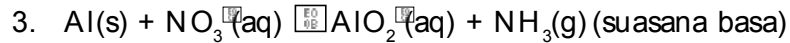
Langkah 6: Setarakan unsur lainnya dalam urutan KAHO.



Untuk menyetarakan atom H dilakukan penambahan H_2O di ruas kanan sebanyak setengah dari H^+ .



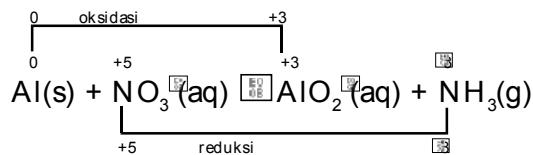
Atom O ternyata sudah setara, dengan demikian reaksi tersebut sudah setara.



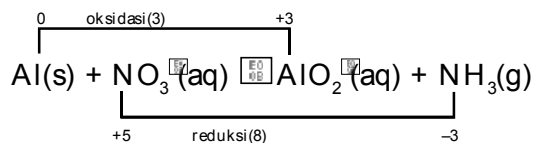
Jawab



Langkah 1: Tentukan unsur yang mengalami perubahan oksidasi



Langkah 2: Tentukan jumlah pertambahan bilangan oksidasi dari unsur yang mengalami oksidasi dan jumlah penurunan bilangan oksidasi dari unsur yang mengalami reduksi.



Langkah 3: Setarakan unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi.

Zat yang tereduksi dikalikan 3, sedangkan zat yang teroksidasi dikalikan 8.



Langkah 4: Setarakan muatan.

Dalam suasana basa menyetarakan muatan pada ruas kiri dan ruas kanan dengan penambahan ion OH^- . Muatan di ruas kiri adalah -3 , sedangkan muatan di ruas kanan adalah -8 . Sehingga pada ruas kiri ditambahkan 5OH^- .



Kegiatan Mandiri

Baca literatur, buku, atau majalah. Cari contoh terjadinya reaksi redoks di sekitar kalian. Buat kesimpulan mengapa terjadi reaksi redoks. Komunikasikan hasilnya dengan teman kalian.

Langkah 5: Setarakan unsur lainnya dalam urutan KAHO.



Untuk menyetarakan atom H dilakukan penambahan H_2O di ruas kanan sesuai kekurangan atom H, yaitu 2.



Atom O ternyata sudah setara, dengan demikian reaksi tersebut sudah setara.



Sejauh Mana Pemahaman Kalian ?

Kerjakan di buku latihan kalian.

Setarakan reaksi redoks berikut dengan metode bilangan oksidasi.

- $\text{Zn}(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{NH}_4\text{NO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{Zn}(\text{s}) + \text{NO}_3^{\ominus}(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnO}_2^{2\ominus}(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{g})$ (suasana basa)
- $\text{MnO}_4^{\ominus}(\text{aq}) + \text{VO}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{VO}_3^{\ominus}(\text{aq})$ (suasana asam)
- $\text{Al}(\text{s}) + \text{NaOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NaAl}(\text{OH})_4(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
- $\text{IO}_3^{\ominus}(\text{aq}) + \text{I}^{\ominus}(\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2(\text{g})$ (suasana asam)

b. Metode ion elektron

Metode ion elektron atau setengah reaksi berdasarkan prinsip bahwa jumlah elektron yang dilepaskan pada setengah reaksi oksidasi sama dengan jumlah elektron yang diserap pada setengah reaksi reduksi.

Langkah-langkah menyetarakan reaksi redoks dengan metode ion elektron sebagai berikut.

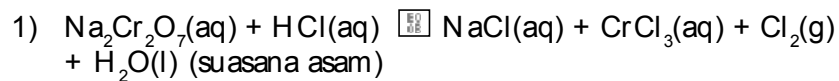
- Menentukan kerangka dasar dari setengah reaksi reduksi dan setengah reaksi oksidasi.
- Menyetarakan atom unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi.
- Menyetarakan jumlah atom oksigen kemudian jumlah atom hidrogen. Jika dalam suasana asam atau netral, maka tambahkan 1 molekul H_2O pada ruas yang kekurangan 1

atom oksigen. Selanjutnya setarakan atom H dengan menambahkan ion H^+ pada ruas yang kekurangan atom H. Jika dalam larutan bersifat basa, maka tambahkan 1 molekul H_2O untuk ruas yang kelebihan atom oksigen, kemudian tambahkan dua kali lebih banyak ion OH^- pada ruas yang lain.

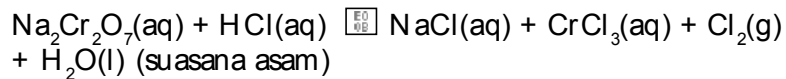
- 4) Jika terdapat unsur lain, maka penyetaraan dilakukan dengan menambahkan unsur tersebut pada ruas yang lain.
- 5) Menyamakan jumlah muatan dengan menambahkan sejumlah elektron pada ruas yang jumlah muatannya lebih besar.
- 6) Menjumlahkan persamaan reaksi reduksi dan reaksi oksidasi dengan menyamakan jumlah elektron yang diserap pada reaksi reduksi dan jumlah elektron yang dilepas pada reaksi oksidasi.
- 7) Menyetarakan koefisien reaksi secara keseluruhan.

Contoh

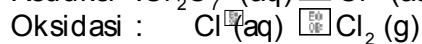
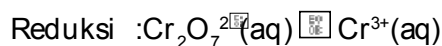
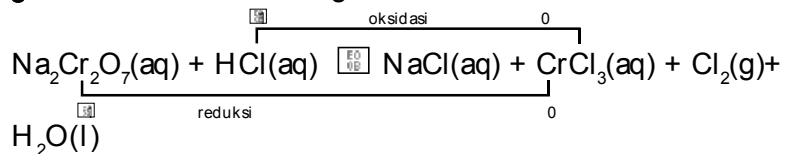
Setarakan reaksi redoks berikut.



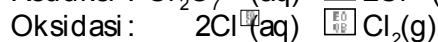
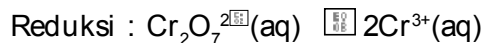
Jawab



Langkah 1: Tentukan kerangka dasar reduksi dan oksidasi.

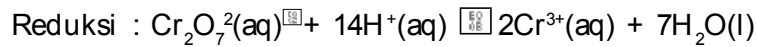


Langkah 2: Setarakan atom unsur yang mengalami reduksi dan oksidasi.



Langkah 3: Setarakan oksigen dan hidrogen.

Untuk setengah reaksi reduksi ada kelebihan 7 atom oksigen di ruas kiri, maka tambahkan 7 molekul air di ruas kanan dan tambahkan 14 H^+ di ruas kiri.



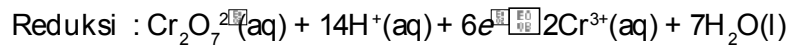
Untuk setengah reaksi oksidasi tidak ada atom oksigen dan hidrogen.



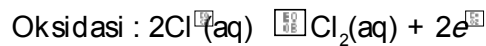
Langkah 4: Tidak ada unsur lain.

Langkah 5: Setarakan muatan pada ruas kiri dan ruas kanan.

Reduksi: jumlah muatan di ruas kiri +12, sedangkan di ruas kanan +6 sehingga harus ditambahkan 6 elektron di ruas kiri.

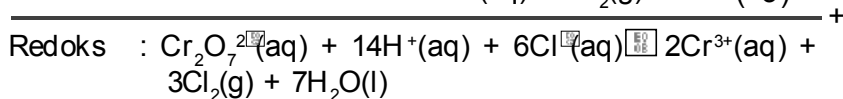
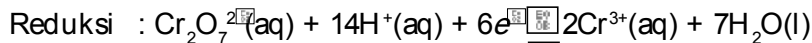


Oksidasi: jumlah muatan di ruas kiri 2, sedangkan di ruas kanan 0 sehingga harus ditambahkan 2 elektron di ruas kanan.



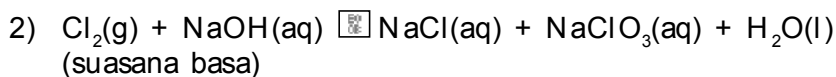
Langkah 6: Samakan jumlah elektron.

Kalikan koefisien oksidasi dengan 3, sehingga pada ruas kiri dan kanan melibatkan 6 elektron.



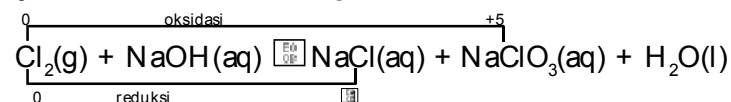
Langkah 7: Setarakan koefisien reaksi keseluruhan.

Untuk menentukan persamaan reaksi secara keseluruhan, perlu memasukkan ion Na^+ untuk tiap $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ dan satu H^+ untuk tiap Cl^- , maka diperoleh persamaan akhir sebagai berikut.



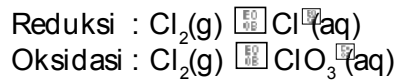
Jawab

Langkah 1: Tentukan kerangka dasar reduksi dan oksidasi.

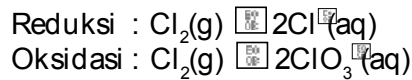


Kegiatan Mandiri

Kalian telah belajar penyetaraan reaksi redoks dengan dua metode, yaitu metode bilangan oksidasi dan ion elektron. Adakah perbedaan antara kedua metode tersebut? Jelaskan. Komunikasikan hasilnya dengan teman kalian.

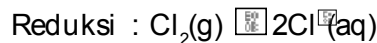


Langkah 2: Setarakan atom unsur yang mengalami reduksi dan oksidasi.



Langkah 3: Setarakan oksigen dan hidrogen.

\square Untuk setengah reaksi reduksi tidak ada atom oksigen dan hidrogen.



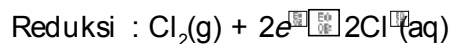
\square Untuk setengah reaksi oksidasi ada kelebihan 6 atom oksigen di ruas kanan, maka tambahkan 6 molekul air di ruas kanan dan 12 OH⁻ di ruas kiri.



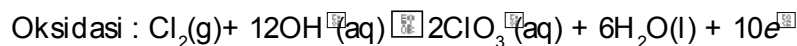
Langkah 4: Tidak ada unsur lain.

Langkah 5: Samakan muatan pada ruas kiri dan kanan.

\square Reduksi: jumlah muatan di ruas kiri adalah 0, sedangkan di ruas kanan adalah \square . Sehingga harus ditambahkan 2 elektron di ruas kiri.

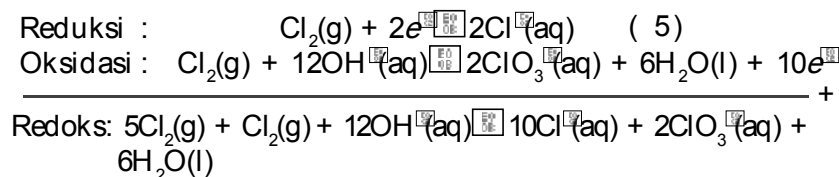


\square Oksidasi: jumlah muatan di ruas kiri adalah -12, sedangkan di ruas kanan adalah \square . Sehingga harus ditambahkan 10 elektron di ruas kanan.



Langkah 6: Samakan jumlah elektron.

\square Kalikan koefisien reduksi dengan 5 sehingga pada ruas kiri dan kanan melibatkan 10 elektron.



Langkah 7: Setarakan koefisien reaksi keseluruhan.

\square Untuk menentukan persamaan reaksi secara keseluruhan, perlu memasukkan ion Na⁺ untuk tiap

OH^- dan Cl^- serta dua Na^+ untuk ClO_3^- , maka diperoleh persamaan akhir sebagai berikut.



Sejauh Mana Pemahaman Kalian ?

Kerjakan di buku latihan kalian.

Setarakan reaksi redoks berikut dengan metode ion-elektron.

- $\text{I}_2(\text{g}) + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{I}^-(\text{aq}) + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$ (suasana asam)
- $\text{MnO}(\text{aq}) + \text{PbO}_2(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{HMnO}_4(\text{aq}) + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ (suasana asam)
- $\text{KMnO}_4(\text{aq}) + \text{KOH}(\text{aq}) + \text{MnO}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ (suasana basa)
- $\text{Zn}(\text{s}) + \text{NO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-}(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq})$ (suasana basa)
- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ (suasana basa)



Latihan 1

Kerjakan di buku latihan kalian.

- Apa yang kalian ketahui tentang reduksi dan oksidasi?
- Apayang dimaksud dengan bilangan oksidasi?
- Berapa bilangan oksidasi unsur-unsur bebas? Berikan contohnya.
- Bagaimana penentuan bilangan oksidasi untuk oksigen?
- Tentukan bilangan oksidasi Mn dalam senyawa berikut.
 - MnO
 - MnO_4^{2-}
 - MnO_2
 - KMnO_4

Setarakan persamaan reaksi berikut dengan metode bilangan oksidasi.

- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g})$ (suasana asam)
- $\text{I}^-(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$ (suasana asam)
- $\text{Zn}(\text{s}) + \text{NO}_3(\text{g}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{NH}_4^+(\text{aq})$ (suasana asam)

Setarakan persamaan reaksi berikut ini dengan metode ion-elektron.

- $\text{MnO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{MnO}_2(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g})$ (suasana basa)
- $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{aq})$ (suasana basa)

B. Sel Elektrokimia

Apa sel elektrokimia itu? Sel elektrokimia dibedakan menjadi dua, yaitu sel *Volta* dan sel elektrolisis. Sel *Volta* mengolah energi kimia menjadi listrik dan akan kalian pelajari pada bab ini. Bagaimana dengan sel elektrolisis? Sel elektrolisis mengubah energi listrik menjadi kimia dan akan kalian pelajari pada bab selanjutnya.

1. Sel Volta

Gambar 2.2

Jika buah jeruk yang ditancapkan dua keping logam yang berbeda yaitu seng dan tembaga, maka dapat menghasilkan energi listrik. Coba lakukan menggunakan buah yang lain seperti tomat atau mangga.



Sumber: *General Chemistry, Hill J W, Petrucci R. H, Mc Creary T. W, dan Perry S S*

Sel *Volta* adalah penataan bahan kimia dan penghantar listrik yang memberikan aliran elektron lewat rangkaian luar dari suatu zat kimia yang teroksidasi ke zat kimia yang direduksi. Dalam sel *Volta*, oksidasi berarti dilepaskannya elektron oleh atom, molekul, atau ion. Sedangkan reduksi berarti diperolehnya elektron oleh partikel-partikel ini.

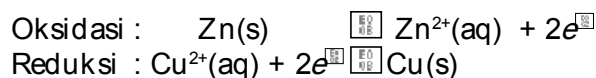
Contoh oksidasi dan reduksi spontan yang sederhana, perhatikan reaksi seng dengan tembaga berikut.



Reaksi spontan ion tembaga berubah menjadi logam tembaga akan menyepuh (melapisi) lembaran seng, lembaran seng melarut, dan dibebaskan energi panas. Reaksi tersebut dapat dituliskan dalam bentuk persamaan ion sebagai berikut.



Tiap atom seng kehilangan dua elektron untuk menjadi sebuah ion seng dan tiap ion tembaga akan memperoleh dua elektron menjadi sebuah atom tembaga.



Meskipun gejala ini sifat dasarnya adalah listrik, namun aliran elektron tak dapat dideteksi jika seng bersentuhan langsung dengan larutan tembaga sulfat. Elektron itu diberikan langsung dari atom-atom seng ke ion-ion tembaga. Salah satu metode yang memungkinkan untuk difusi ion-ion adalah dengan membenamkan lembaran seng ke dalam suatu larutan garam

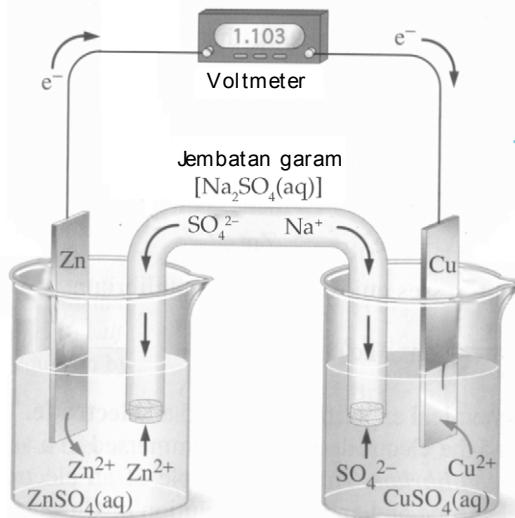


Ingat Kembali

Sel *Voltasama* dengan sel *Galvani*.

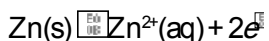
seng, seperti seng sulfat dan membenamkan sepotong tembaga ke dalam suatu larutan tembaga sulfat. Larutan seng sulfat dihubungkan dengan larutan tembaga sulfat oleh *jembatan garam*, yang memungkinkan terjadinya difusi ion-ion. Jembatan garam diisi dengan larutan elektrolit dari garam yang tidak berubah secara kimia dalam proses tersebut. Sebagai contoh adalah kalium sulfat, natrium sulfat, natrium klorida, kalium klorida, dan kalium nitrat.

Perhatikan Gambar 2.3. Reaksi akan berlangsung terus sampai atom seng atau ion tembaga habis terpakai sehingga voltase menjadi nol. Zn secara spontan berubah menjadi Zn^{2+} dengan melepaskan elektron, elektron mengalir dari atom seng melalui kawat penghantar menuju logam tembaga.



Gambar 2.3

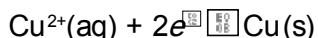
Sel *Volta*, reaksi redoks spontan yang menghasilkan energi listrik.



Sumber: *Chemistry, Silberberg M. S*

Ion negatif berdifusi melalui jembatan garam menuju lemparan seng sampai lemparan seng habis.

Elektron yang dilepaskan oleh atom seng memasuki kawat penyambung dan menyebabkan elektron-elektron pada ujung lain berkumpul pada permukaan logam tembaga. Elektron-elektron tersebut bereaksi dengan ion tembaga membentuk atom tembaga yang melekat pada permukaan itu sebagai sepuhan tembaga.



Ion SO_4^{2-} yang ditinggalkan oleh ion tembaga akan berdifusi menjauhi elektrode tembaga. Kemudian ion Na^{+} dari jembatan garam akan berdifusi keluar menuju ke tembaga. Jadi, sementara reaksi itu berjalan terdapat gerakan keseluruhan dari ion negatif menuju lemparan seng dan gerakan keseluruhan ion positif menuju logam tembaga. Jalan untuk aliran ion secara terarah lewat larutan ini dapat dibayangkan sebagai rangkaian dalam dan jalan untuk aliran elektron lewat kawat penghantar dibayangkan sebagai rangkaian luar. Baterai yang tersusun atas seng, seng sulfat, tembaga, dan tembaga sulfat disebut **sel *Daniel***, seperti nama penemunya.

Kegiatan Mandiri

Rakit sebuah sel *Volta* yang terdiri atas lemparan seng, logam tembaga, seng klorida, dan tembaga klorida. Jelaskan proses yang terjadi pada sel *Volta* buatan kalian. Komunikasikan dengan teman kalian.

Logam seng dan tembaga yang menjadi kutub-kutub pada rangkaian sel elektrokimia disebut **elektrode**. Elektrode tempat terjadinya oksidasi disebut **anode**, sedangkan elektrode tempat terjadinya reduksi disebut **katode**. Karena oksidasi berarti pelepasan elektron, maka anode adalah kutub negatif, sedangkan katode merupakan kutub positif. Dalam sel *Daniell* yang telah diuraikan sebelumnya, anodenya adalah logam seng dan katodenya adalah logam tembaga.

Tembaga merupakan salah satu barang tambang yang ada di Indonesia. Tambang tembaga terdapat di Cikotok, Jawa Barat, Kompara, Papua, Sangkarapi, Sulawesi Selatan, dan Tirtamaya, Jawa Tengah. Tembaga merupakan bahan baku yang digunakan untuk membuat kabel listrik.

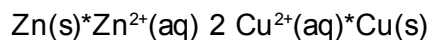
2. Notasi sel Volta

Perjanjian tertentu digunakan untuk menyatakan reaksi dalam sebuah sel. Susunan sel *Volta* dinyatakan suatu notasi singkat yang disebut **diagram sel**. Diagram sel tersebut dirumuskan sebagai berikut.

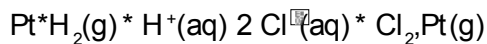
Anode (oksidasi) Jembatan garam Katode (reduksi)

Elektrode * ion-ion dalam larutan 2 ion-ion dalam larutan * elektrode

Kedua garis vertikal yang sejajar menyatakan jembatan garam yang memisahkan kedua elektrode. Contoh notasi sel *Volta* pada Gambar 2.3 sebagai berikut.



Sebuah sel yang terbuat dari elektrode platina dengan reaksi keseluruhan $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{HCl}$ dapat ditulis notasinya sebagai berikut.



Ingat Kembali

Tanda koma dapat menggantikan tanda (*) untuk komponen terpisah dengan fasa yang sama.



Sejauh Mana Pemahaman Kalian ?

Kerjakan di buku latihan kalian.

1. Apa yang dimaksud dengan elektrode? Sebutkan jenisnya.
2. Apa fungsi jembatan garam dalam sel *Volta*?
3. Apa perbedaan sel *Volta* dengan sel *Daniell*?

- Tuliskan notasi sebuah sel *Volta* dengan reaksi keseluruhan

$$\text{Cu(s)} + \text{Ag}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CuSO}_4(\text{aq}) + 2\text{Ag(s)}$$
- Tuliskan persamaan reaksi sel yang terjadi pada sel *volta* berikut.

$$\text{Al(s)} + \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$$

3. Potensial elektrode standar

Potensial elektrode standar adalah gaya dorong (gaya gerak listrik) dari reaksi redoks yang diukur pada keadaan standar (kemolaran 1 M pada tekanan 1 atm dan suhu 25 °C). **Potensial sel standar** disimbolkan dengan E_{sel} . Pada sel *Daniell*, potensial ini sebenarnya merupakan selisih potensial listrik antara seng dan tembaga yang mendorong elektron mengalir. Perbedaan potensial listrik keduanya diakibatkan adanya perbedaan rapat muatan antara elektrode Zn dan elektrode Cu. Perbedaan rapat muatan kedua elektrode disebabkan perbedaan kecenderungan kedua elektrode untuk melepaskan elektron. Seng lebih mudah melepaskan elektron (teroksidasi) dibandingkan dengan tembaga. Harga potensial elektrode standar dari berbagai elektrode diberikan pada Tabel 2.1.

Tabel 2.1. Potensial elektrode standar, E_{sel}°

	Reaksi katode (reduksi)	E° , volt
F ₂ / F ⁻	$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{F}^{-}(\text{aq})$	+2,87
H ₂ O ₂ / H ₂ O	$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,78
PbO ₂ / PbSO ₄	$\text{PbO}_2(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,70
HClO/ Cl ₂	$2\text{HClO}(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,63
MnO ₄ ⁻ / Mn ²⁺	$\text{MnO}_4^{-}(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,51
Au ³⁺ / Au	$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Au}(\text{s})$	+1,50
PbO ₂ / Pb ²⁺	$\text{PbO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,46
Cl ₂ / Cl ⁻	$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{Cl}^{-}(\text{aq})$	+1,36
Cr ₂ O ₇ ²⁻ / Cr ³⁺	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,33
O ₂ / H ₂ O	$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,23
Br ₂ / Br ⁻	$\text{Br}_2(\text{l}) + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{Br}^{-}(\text{aq})$	+1,07
NO ₃ ⁻ / NO	$\text{NO}_3^{-}(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0,96
Hg ₂ ²⁺ / Hg	$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{Hg}(\text{aq})$	+0,85
Ag ⁺ / Ag	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$	+0,80

	Reaksi katode (reduksi)	E , volt
$\text{NO}_3^- / \text{N}_2\text{O}_4$	$2\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 2e^- \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0,80
$\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0,77
$\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2$	$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2e^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	+0,68
I_2 / I^-	$\text{I}_2(\text{s}) + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$	+0,54
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,34
$\text{Sn}^{4+} / \text{Sn}^{2+}$	$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2e^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0,13
H^+ / H_2	$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2e^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0,00
$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$	$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0,13
$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$	$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$	$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0,25
$\text{Co}^{2+} / \text{Co}$	$\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightarrow \text{Co}(\text{s})$	-0,28
$\text{PbSO}_4 / \text{Pb}$	$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2e^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	-0,31
$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,44
$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Al}^{3+} / \text{Al}$	$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3e^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$	$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2,37
Na^+ / Na	$\text{Na}^+(\text{aq}) + e^- \rightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2,71
$\text{Ca}^{2+} / \text{Ca}$	$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightarrow \text{Ca}(\text{s})$	-2,87
K^+ / K	$\text{K}^+(\text{aq}) + e^- \rightarrow \text{K}(\text{s})$	-2,92
Li^+ / Li	$\text{Li}^+(\text{aq}) + e^- \rightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3,04

Keterangan : Berdasarkan harga potensial elektrode standar pada tabel semakin ke bawah, maka semakin mudah mengalami oksidasi.

Sumber: *General Chemistry*, Hill J.W., Petrucci R. H., McCreary T. W., dan Perry S. S

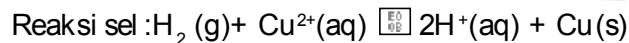
4. Potensial elektrode

Seperti telah dipaparkan dalam Gambar 2.3 sel *Volta* terdiri atas dua macam reaksi setengah sel. Tidak memungkinkan untuk mengukur potensial setengah sel tunggal, sehingga yang dapat dilakukan adalah mengukur potensial dari kedua reaksi setengah sel. Jika ingin membandingkan potensial setengah sel yang satu dengan potensial setengah sel yang lain, maka harus diukur potensial masing-masing terhadap potensial setengah sel ketiga sebagai pembanding.

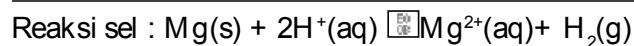
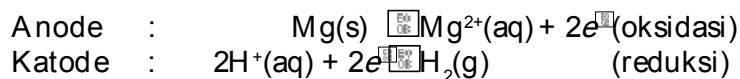
Para ahli kimia memilih elektrode hidrogen standar dengan harga potensialnya nol sebagai elektrode pembanding standar. Voltase sel ini diambil sebagai pengukuran kecenderungan

setengah sel zat untuk menjalani reaksi oksidasi atau reduksi, jika dibandingkan dengan kecenderungan setengah sel H_2 / H^+ .

Dalam sel pembanding ideal, elektrode hidrogen merupakan setengah sel yang satu dan elektrode standar dari zat yang akan dibandingkan merupakan setengah sel yang lain. Misal elektrode tembaga standar, voltase ideal yang ditunjukkan oleh voltmeter adalah 0,34 V.

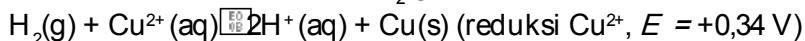
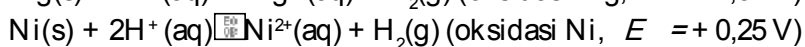
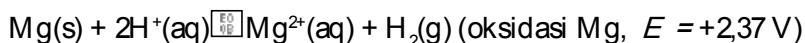


Jika elektrodanya adalah magnesium, voltase idealnya adalah 2,37 V dengan simpangan jarum voltmeter pada arah yang berlawanan. Simpangan ini berarti bahwa atom magnesium yang dioksidasi dengan memberikan elektronnya, bukan hidrogen.



Jika elektrodanya adalah nikel, maka arah simpangan voltmeter sama dengan arah untuk magnesium, di mana voltase ideal 0,25 V. Voltase yang lebih rendah menunjukkan bahwa kecenderungan nikel menyerahkan elektron kepada ion hidrogen lebih rendah daripada magnesium.

Reaksi keseluruhan yang berlangsung spontan dalam sel-sel pembanding adalah sebagai berikut.



Berdasarkan uraian data di atas, dapat diperoleh susunan ketiga unsur berdasarkan kecenderungannya teroksidasi, yaitu $Mg > Ni > Cu$.

Potensial sel yang dihasilkan oleh suatu elektrode dengan elektrode hidrogen disebut **potensial elektrode** disimbolkan dengan E . Elektrode yang lebih mudah mengalami reduksi dibandingkan elektrode hidrogen mempunyai potensial elektrode bertanda positif, sedangkan elektrode yang lebih sulit mengalami reduksi diberi tanda negatif. Pada Tabel 2.1 dapat diamati bahwa elektrode yang mempunyai potensial negatif diletakkan di atas

elektrode hidrogen, sedangkan yang bertanda positif diletakkan di bawah elektrode hidrogen.

Menurut kesepakatan, potensial elektrode dikaitkan dengan reaksi reduksi, sehingga potensial elektrode sama dengan potensial reduksi. Sedangkan potensial oksidasi sama dengan potensial reduksi, tetapi tandanya berlawanan.

5. Potensial sel standar (E°_{sel})

Potensial sel *Volta* dapat ditentukan melalui eksperimen dengan menggunakan voltmeter. Selain itu, data potensial elektrode positif (katode) dan potensial elektrode negatif (anode) juga dapat digunakan untuk menentukan potensial sel standar dengan rumus sebagai berikut.

$$E_{\text{sel}} = E(\text{katode}) - E(\text{anode})$$

atau

$$= E(\text{reduksi}) - E(\text{oksidasi})$$

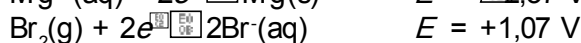
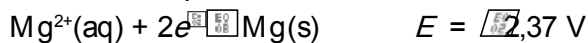


Ingat Kembali

Oksidasi berarti peningkatan bilangan oksidasi. Reduksi berarti penurunan bilangan oksidasi.

Contoh

1. Berdasarkan potensial standar elektrode diketahui.



- a. Tentukan potensial sel standar (E_{sel})

- b. Tuliskan reaksi selnya.

Jawab

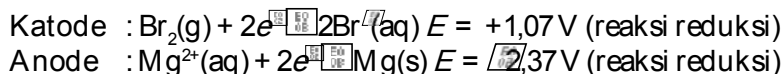
- a. $E_{\text{sel}} = E(\text{katode}) - E(\text{anode})$

$$E_{\text{sel}} = 1,07 \text{ V} - (-2,37 \text{ V})$$

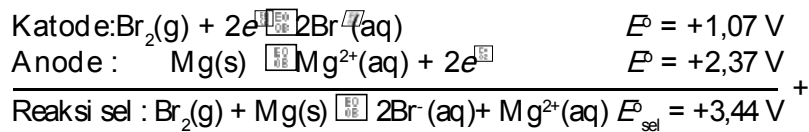
$$= 3,44 \text{ V}$$

Brom memiliki potensial elektrode standar positif, sehingga sebagai katode (kutub positif) dan magnesium sebagai anode (kutub negatif).

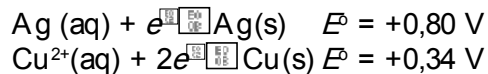
- b. Reaksi sel



Pada katode terjadi reaksi reduksi, sedangkan pada anode terjadi reaksi oksidasi, maka persamaan reaksi di atas yang terjadi pada anode harus dibalik reaksinya supaya menjadi reaksi oksidasi. Magnesium sebagai anode, maka reaksinya harus dibalik sehingga reaksi sel yang terjadi sebagai berikut.



2. Berdasarkan potensial standar elektrode diketahui.



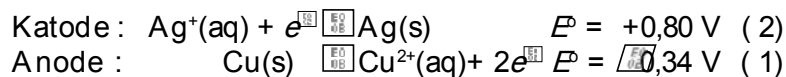
- Tentukan potensial sel standar (E_{sel}°).
- Tuliskan reaksi selnya.

Jawab

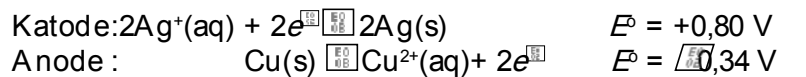
a. Berdasarkan harga potensial elektrodenya, maka tembaga (Cu) lebih mudah mengalami reaksi oksidasi karena potensial elektrodenya lebih kecil dari pada perak (Ag), sehingga perak sebagai katode dan tembaga sebagai anode.

$$\begin{aligned}
 E_{\text{sel}}^\circ &= E^\circ(\text{katode}) - E^\circ(\text{anode}) \\
 E_{\text{sel}}^\circ &= 0,80 \text{ V} - 0,34 \text{ V} \\
 &= 0,46 \text{ V}
 \end{aligned}$$

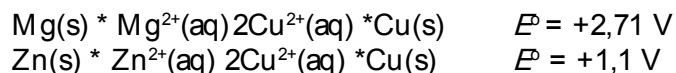
b. Reaksi sel



Persamaan reaksi di atas, koefisien reaksi dari perak harus dikalikan dua untuk menyamakan jumlah elektron yang terlibat. Tetapi perlu diingat bahwa nilai potensial elektrode tidak tergantung pada koefisien reaksi, sehingga tidak ikut dikalikan. Reaksi selnya:



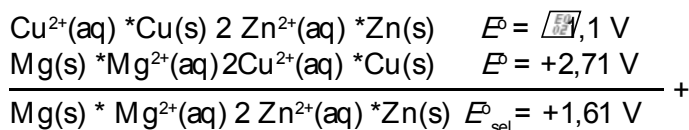
3. Menentukan potensial sel *Volta* berdasarkan potensial sel lain yang menggunakan elektrode sama. Diketahui:



Tentukan potensial sel standar $\text{Mg}(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Zn}(\text{s})$.

Jawab

Untuk menjawab pertanyaan ini, harus disusun sel-sel yang diketahui sehingga jika dijumlahkan akan menghasilkan sel yang dimaksud.



Sejauh Mana Pemahaman Kalian ?

Kerjakan di buku latihan kalian.

1. Diketahui potensial elektrode aluminium dan klor sebagai berikut.

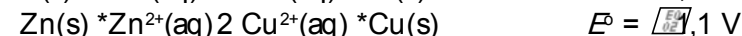
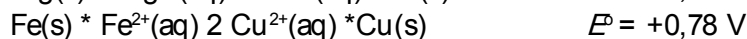
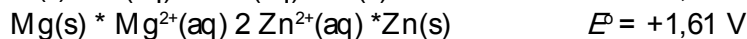
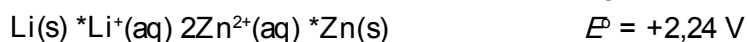


Tentukan

- a. diagram sel *Voltay* yang disusun oleh dua elektrode di atas,
 - b. potensial sel standar,
 - c. reaksi selnya.
2. Diketahui data potensial elektrode standar.



- a. Tuliskan diagram sel *Voltay* yang dapat disusun dari ketiga elektrode tersebut.
 - b. Tentukan potensial sel standar.
 - c. Tentukan reaksi selnya.
3. Diketahui potensial standar beberapa sel sebagai berikut.

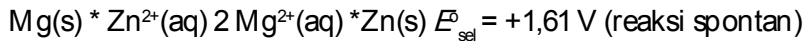


Tentukan potensial sel berikut.

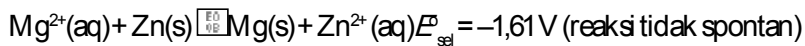
- a. $\text{Li}(\text{s}) * \text{Li}^{+}(\text{aq}) \quad 2 \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) * \text{Cu}(\text{s})$
- b. $\text{Mg}(\text{s}) * \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) \quad 2 \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) * \text{Cu}(\text{s})$
- c. $\text{Fe}(\text{aq}) * \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \quad 2 \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) * \text{Zn}(\text{s})$

6. Spontanitas reaksi redoks

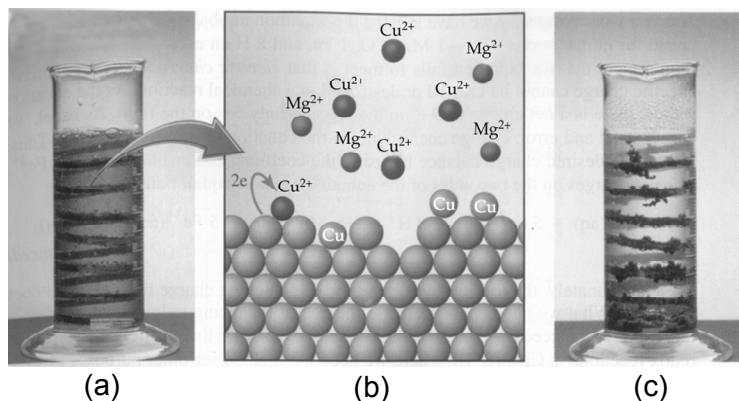
Jika potensial sel yang dihitung bernilai positif, maka reaksi sel berlangsung secara spontan dan sel akan menghasilkan arus. Seperti yang terlihat dalam reaksi antara Mg dengan Zn^{2+} sebagai berikut.



Jika reaksi dibalik, maka diperoleh



Selain contoh di atas, masih ada contoh lainnya yang termasuk reaksi spontan. Perhatikan Gambar 2.4. Jika pita logam magnesium dicelupkan dalam larutan $CuSO_4$ (a), maka elektron yang berpindah dari logam magnesium menjadi ion Mg^{2+} (b). Larutan menjadi tidak berwarna meninggalkan endapan coklat-merah setelah beberapa jam. Endapan coklat-merah itu dikenal sebagai logam tembaga (Cu),



◀ Gambar 2.4
Contoh reaksi spontan.

Sumber: *General Chemistry*, Hill J W, Petrucci R. H, McCreary T. W, dan Perry S. S

7. Persamaan Nerst

Potensial sel yang telah dibahas di atas mengenai harga-harga E_{sel}° , artinya potensial sel yang bekerja pada keadaan standar. Untuk sel pada kemolaran tertentu dan bukan pada keadaan standar dapat dihitung menggunakan persamaan *Nerst*. *Walther Nerst* adalah seorang ahli kimia fisika yang pada tahun 1889 mengemukakan hubungan potensial sel eksperimen dengan potensial sel standar sebagai berikut.

$$E_{sel} = E_{sel}^{\circ} - \frac{0,0592 \text{ V}}{n} \log Q$$