

REDOKS DAN ELEKTROKIMIA

Sulistyani, M.Si.

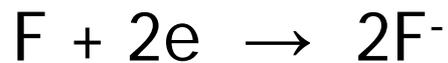
sulistyani@uny.ac.id

KONSEP REAKSI REDOKS

- ◉ Reaksi oksidasi: perubahan kimia suatu spesies (atom, unsur, molekul) melepaskan elektron.



- ◉ Reaksi reduksi: perubahan kimia suatu spesies (atom, unsur, molekul) menangkap elektron.



- ◉ Reaksi oksidasi-reduksi selalu berjalan serempak sehingga jumlah elektron yang dilepas harus sama dengan jumlah elektron yang ditangkap.

BILANGAN OKSIDASI

- Keadaan oksidasi-reduksi dapat diketahui dari bilangan oksidasi, yaitu muatan listrik atom itu yang dihitung menurut suatu kaidah tertentu.
- Kaidah dasar keadaan oksidasi
 - Dalam senyawa ion biner: keadaan oksidasi adalah muatan per atom.
contoh: PbCl_2 ;
Pb memiliki muatan +2 sehingga biloksnya +II
Cl memiliki muatan -1 sehingga biloksnya -I
 - Dalam senyawa kovalen atau ion: elektron yang terlibat dalam pembentukan ikatan tidak sepenuhnya diberikan dari unsur yang satu ke unsur yang lain, tetapi menjadi milik bersama bagi atom yang saling berikatan.

KONSEKUENSI KEDUA KAIDAH

- Biloks unsur bebas = nol
- Biloks hidrogen dalam senyawa +1 kecuali dalam senyawa hidrida logam = -1.
Contoh: NH_3 , N lebih elektronegatif daripada H sehingga semua elektron ikatan diberikan pada N. Biloks N = -3 ; H = +1.
 CaH_2 , Ca kurang elektronegatif daripada H sehingga semua elektron ikatan diberikan pada H. Biloks Ca = +2 ; H = -1.
- Biloks O dalam senyawa umumnya -2 kecuali dalam peroksida = -1.
- Hasil penjumlahan biloks + dan biloks - dalam suatu molekul atau senyawa = nol.
- Hasil penjumlahan biloks + dan biloks - dalam seluruh atom untuk setiap ion sama dengan muatan ion itu sendiri.
Contoh: H_2SO_4 : 2H^+ dan SO_4^{2-}
biloks H = +1; biloks S = +6 ; biloks O = -2

PENYETARAAN REAKSI REDOKS

1. Metode Bilangan Oksidasi

Contoh: Reaksi antara kalium permanganat dengan natrium sulfit dengan adanya asam sulfat akan membentuk kalium sulfat, mangan(II) sulfat, natrium sulfat, dan air.

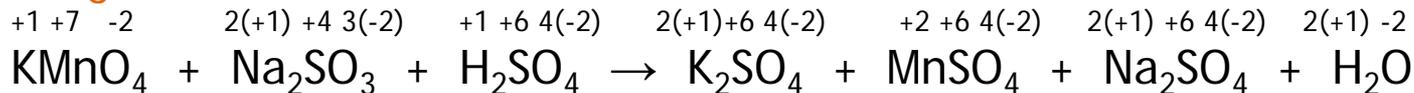
Langkah 1

Kalium permanganat + natrium sulfit + asam sulfat \rightarrow kalium sulfat + mangan(II) sulfat + natrium sulfat + air

Langkah 2

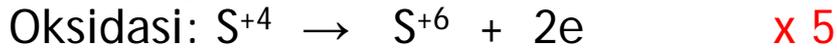


Langkah 3



Langkah 4

Tuliskan persamaan parsial dari reaksi oksidasi dan reduksinya



Langkah 5

Meletakkan koefisien di depan pereaksi-produk yang mengandung unsur-unsur itu dalam persamaan reaksi keseluruhan. Banyaknya elektron pada oksidasi sama dengan pada reduksi



Langkah 6

Spesies tersisa (H_2SO_4 dan H_2O) ditentukan oleh banyaknya mol spesies yang diperlukan untuk memberimbangkan persamaan.

Di sebelah kanan ada 8 S sehingga di sebelah kiri diberi koefisien 3 pada H_2SO_4 .



- Jumlah atom O dan atom H disetarakan. Atom O di sebelah kiri ada 35 sedangkan di sebelah kanan ada 32 tidak termasuk H_2O . Atom H di sebelah kiri ada 6. Agar setara persamaan menjadi:



2. Metode Ion Elektron

Metode ion elektron dipusatkan pada partikel-partikel yang diduga benar-benar ada dalam larutan dan berperan serta dalam berlangsungnya reaksi.

Contoh: Reaksi antara natrium bikromat dan asam klorida menghasilkan natrium klorida, kromium(III) klorida, air, dan klor.

Langkah 1

Natrium bikromat + asam klorida \rightarrow natrium klorida + kromium(III) klorida + air + klor

Langkah 2



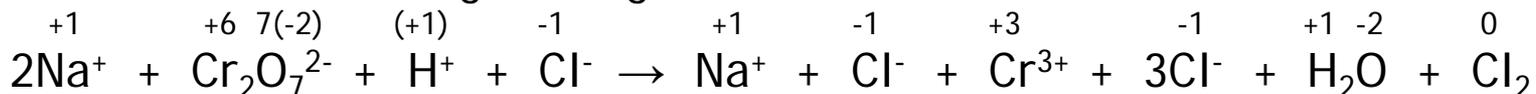
Langkah 3

Tuliskan bentuk ion untuk tiap zat

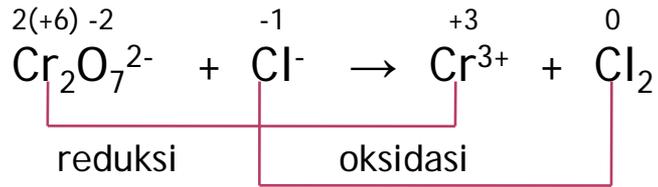


Langkah 4

Tuliskan biloks masing-masing ion



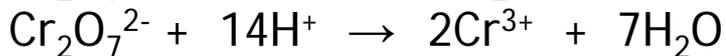
Ion-ion yang mengalami perubahan biloks



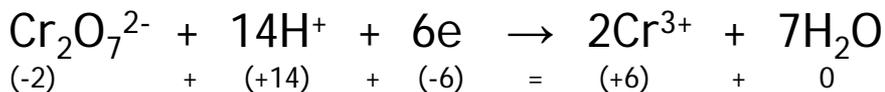
Langkah 5

Menyetarakan masing-masing jumlah atom dan muatannya

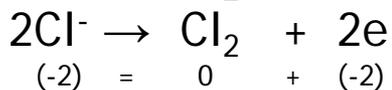
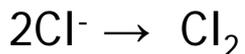
Reaksi reduksi



Kemudian jumlah muatan dengan cara memberikan sejumlah elektron pada ruas kiri.

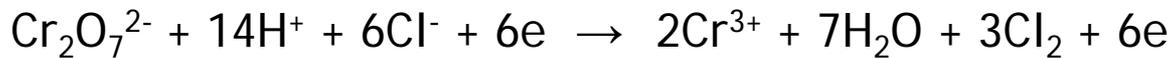
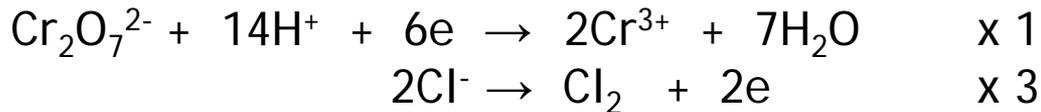


Reaksi oksidasi

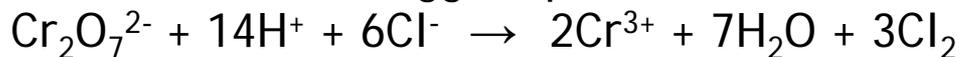


Langkah 6

Menjumlahkan persamaan oksidasi dengan persamaan reduksi sekaligus menyamakan jumlah elektron yang dilepas dengan jumlah elektron yang diterima.



Faktor di sebelah kanan yang sama dengan faktor di sebelah kiri saling meniadakan, sehingga diperoleh:



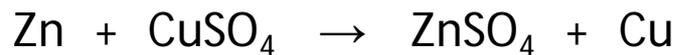
Langkah 6

Persamaan keseluruhan yang berimbang adalah:



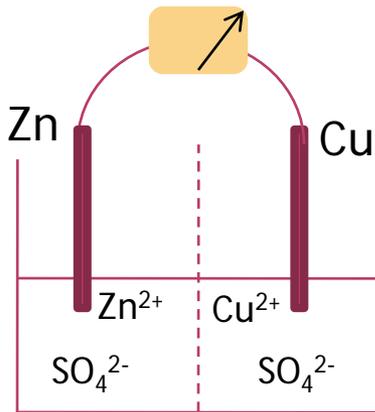
SEL GALVANI

- ◉ Sel galvani merupakan suatu rangkaian dimana zat-zat di dalamnya mengalami reaksi oksidasi-reduksi yang berlangsung secara spontan.
- ◉ Syarat-syarat sel galvani
 - Bahan pengoksidasi dan pereduksi tidak terjadi kontak fisik satu sama lain, tetapi terdapat pada kompartemen terpisah yang disebut setengah sel. Tiap setengah sel terdiri dari elektroda dan larutan.
 - Bahan pengoksidasi dan pereduksi dalam setengah sel dapat berupa elektroda atau zat padat yang diendapkan pada elektroda atau gelembung gas di sekitar elektroda atau zat terlarut dalam larutan di mana elektroda berada.
 - Larutan kedua setengah sel dihubungkan dengan jembatan garam sehingga ion dapat bergerak di antara keduanya. Jembatan garam berupa elektrolit, misalnya tembaga sulfat, seng sulfat, kalium sulfat, natrium klorida, kalium klorida, dan kalium nitrat.
- ◉ Contoh reaksi sel galvani:



$$\varepsilon^\circ \text{red Zn} = -0,76 \text{ V}$$

$$\varepsilon^\circ \text{red Cu} = +0,34 \text{ V}$$



- Penataan dua setengah sel memungkinkan:
1. Aliran elektron melalui suatu penghantar dari atom Zn ke ion tembaga
 2. Difusi ion + dan ion - sehingga larutan tetap netral bahkan di dekat logam sekalipun.

Elektroda yang terjadi reaksi oksidasi disebut anoda.
Elektroda yang terjadi reaksi reduksi disebut katoda.

Potensial Sel

Suatu reaksi di dalam sebuah sel Volta dirumuskan:
anode; ion-ion dalam larutan // ion-ion dalam larutan; katode
Contoh: Zn; Zn²⁺ // Cu²⁺; Cu

→ Jembatan garam

Sebuah sel menggunakan elektroda platina dan reaksi keseluruhan:



Persamaan reaksi sel Volta ditulis: Pt; H₂; H⁺ // Cl⁻; Cl₂; Pt

Voltase standar sel:

$$\varepsilon^{\circ} = \varepsilon^{\circ}_{\text{oks}} + \varepsilon^{\circ}_{\text{red}}$$

PERSAMAAN NERST

- Walther Nerst, ahli kimia fisika pada tahun 1889 mengemukakan hubungan potensial sel eksperimen dengan potensial sel standar.

$$\varepsilon_{\text{sel}} = \varepsilon^{\circ}_{\text{sel}} - (RT/nF) \ln Q$$

R = tetapan gas, $8,314 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$

T = temperatur mutlak

n = banyaknya mol elektron

F = bilangan Faraday, 96500 Cmol^{-1}

Q = tetapan kesetimbangan

Pada 25°C (298 K) dan mengkonversi \ln ke \log , maka persamaan Nerst menjadi:

$$\varepsilon_{\text{sel}} = \varepsilon^{\circ}_{\text{sel}} - (0,0591/n) \log Q$$

- Pada reaksi sel: $pA + qB \rightarrow rC + sD$

$$Q = [C]^r [D]^s / [A]^p [B]^q$$

ELEKTROLISIS

- ⦿ Elektrolisis adalah penguraian zat-zat dalam larutan asam, basa, garam, leburan dari basa, serta garam yang dipanaskan akibat dilalui oleh arus listrik.
- ⦿ Elektrolisis merupakan kebalikan dari sel volta. Pada sel volta, suatu proses kimia menghasilkan arus listrik, sedangkan pada elektrolisis arus listrik dari luar sel mengakibatkan terjadinya reaksi kimia.
- ⦿ 1 mol elektron = 1 Faraday = 96500

HUKUM FARADAY

◉ Hukum Faraday I

Jumlah zat yang terjadi/terlepas pada tiap-tiap elektroda berbanding lurus dengan jumlah listrik yang mengalir melalui larutan selama elektrolisis.

$$G = e \cdot I \cdot t \text{ atau } G = (Mr/nF) \cdot I \cdot T$$

Keterangan:

G = massa zat dalam gram (g)

I = kuat arus dalam ampere (A)

t = waktu dalam detik (s)

e = massa ekuivalen

F = bilangan Faraday = 96500 Cmol^{-1}

n = nomor oksidasi dari ion bersangkutan

◉ Hukum Faraday II

Bila sejumlah listrik tertentu dialirkan melalui beberapa larutan elektrolit maka jumlah berat zat yang terjadi berbanding lurus dengan berat ekivalennya.

Contoh: Pada elektrolisis larutan CuSO_4 , AgNO_3 , HCl , maka
BE Cu : BE Ag : BE H

Reaksi Redoks pada Proses Elektrolisis

1) Reaksi reduksi pada katode

Ion positif akan mengalami reduksi pada katode, kecuali kation yang berasal dari logam IA, IIA, Al dan Mn dalam bentuk larutan air tidak akan mengalami reduksi, melainkan H_2O yang tereduksi menjadi H_2 dan OH^- . Ion logam IA, IIA, Al, dan Mn akan mengalami reduksi apabila berbentuk lelehan.



2) Reaksi oksidasi pada anode

Tidak selamanya ion negatif mengalami oksidasi pada anode. Jika elektrode anode terbuat dari logam aktif (selain logam Pt, Au, dan C) yang mengalami oksidasi adalah elektrode tersebut.

Pada elektrode inert dan ion negatif mengandung O seperti SO_4^{2-} , NO_3^- , dan PO_4^{3-} maka yang mengalami oksidasi adalah air.



Korosi

-Korosi adalah perubahan suatu logam menjadi senyawanya.

- Dari teori elektrokimia, suatu logam mengalami korosi jika pada permukaan logam terdapat lapisan-lapisan yang bertindak sebagai anode dan lapisan lain bertindak sebagai katode.



- Reaksi reduksi dalam suasana asam: $2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2$

- Reaksi reduksi dalam suasana basa: $\text{H}_2\text{O} + 1/2\text{O}_2 + 2\text{e} \rightarrow 2\text{OH}^-$

Ion Fe^{2+} kemudian bereaksi dengan ion-ion OH^- : $\text{Fe}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$

$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 1/2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (endapan coklat)

Faktor-faktor yang mempengaruhi korosi: lingkungan, aspek fisik, metalurgi dari logam yang mengalami korosi.