**BAB III. ELEKTROKIMIA – REAKSI REDOKS**

**Elektrokimia** adalah salah satu dari cabang ilmu kimia yang mengkaji tentang perubahan bentuk energi listrik menjadi energi kimia dan sebaliknya.

Proses **elektrokimia** melibatkan **reaksi redoks**. Proses transfer elektron akan menghasilkan sejumlah energi listrik. Aplikasi **elektrokimia** dapat diterapkan dalam dua jenis sel, yaitu **sel volta** dan **sel elektrolisis**. Sebelum membahas kedua jenis sel tersebut, kita terlebih dahulu akan mempelajari metode penyetaraan reaksi redoks.

REAKSI REDOKS

***Pengertian Redoks (Reaksi Reduksi-Oksidasi)***

adalah istilah yang menggambarkan perubahan bilangan oksidasi (keadaan oksidasi) atom dalam reaksi kimia.

***Istilah redoks berasal dari dua konsep reduksi dan oksidasi.***

***Dapat dijelaskan sebagai berikut:***

* Oksidasi menjelaskan pelepasan elektron oleh sebuah molekul, atom, atau ion
* Reduksi menjelaskan penambahan elektron oleh sebuah molekul, atom, atau ion.

**Reaksi Redoks** adalah reaksi yang didalamnya terjadi perpindahan elektron secara berurutan dari satu spesies kimia ke spesies kimia lainnya, yang sesungguhnya terdiri atas dua reaksi yang berbeda, yaitu **oksidasi (kehilangan elektron)** dan **reduksi (memperoleh elektron)**.

Reaksi ini merupakan pasangan, sebab elektron yang hilang pada reaksi **oksidasi** sama dengan elektron yang diperoleh pada reaksi **reduksi**. Masing-masing reaksi (**oksidasi** dan **reduksi**) disebut reaksi paruh (setengah reaksi), sebab diperlukan dua setengah reaksi ini untuk membentuk sebuah reaksi dan reaksi keseluruhannya disebut **reaksi redoks**.

Ada tiga definisi yang dapat digunakan untuk **oksidasi**, yaitu

1. kehilangan elektron,
2. memperoleh oksigen,
3. kehilangan hidrogen.

Dalam pembahasan ini, yang dipakai adalah definisi kehilangan elektron. Sementara definisi lainnya berguna saat menjelaskan proses fotosintesis dan pembakaran.

**Oksidasi :** adalah reaksi dimana suatu senyawa kimia kehilangan elektron selama perubahan

dari reaktan menjadi produk.

Contoh, ketika logam Kalium bereaksi dengan gas Klorin membentuk garam Kalium Klorida (KCl), logam Kalium kehilangan satu elektron yang kemudian akan digunakan oleh klorin. Reaksi yang terjadi adalah sebagai berikut :

K —–> K+ + e-

Ketika Kalium kehilangan elektron, para kimiawan mengatakan bahwa logam Kalium itu telah **teroksidasi** menjadi kation Kalium.

Seperti halnya **oksidasi**, ada tiga definisi yang dapat digunakan untuk menjelaskan **reduksi**, yaitu

1. memperoleh elektron,
2. kehilangan oksigen, atau
3. memperoleh hidrogen.

**Reduksi** sering dilihat sebagai proses memperoleh elektron. Sebagai contoh, pada proses penyepuhan perak pada perabot rumah tangga, kation perak direduksi menjadi logam perak dengan cara memperoleh elektron. Reaksi yang terjadi adalah sebagai berikut :

Ag+ + e- ——> Ag

Ketika mendapatkan elektron, para kimiawan mengatakan bahwa kation perak telah **tereduksi** menjadi logam perak.

Baik **oksidasi** maupun **reduksi** tidak dapat terjadi sendiri, harus keduanya. Ketika elektron tersebut hilang, sesuatu harus mendapatkannya. Sebagai contoh, reaksi yang terjadi antara logam seng dengan larutan tembaga (II) sulfat dapat dinyatakan dalam persamaan reaksi berikut :

Zn(s) + CuSO4(aq) ——> ZnSO4(aq) + Cu(s)

Zn(s) + Cu2+(aq) ——> Zn2+(aq) + Cu(s) (persamaan ion bersih)

Sebenarnya, reaksi keseluruhannya terdiri atas dua reaksi paruh :

Zn(s) ——> Zn2+(aq) + 2e-

Cu2+(aq) + 2e- ——> Cu(s)

Logam seng kehilangan dua elektron, sedangkan kation tembaga (II) mendapatkan dua elektron yang sama. Logam seng **teroksidasi**. Tetapi, tanpa adanya kation tembaga (II), tidak akan terjadi suatu apa pun. Kation tembaga (II) disebut **zat pengoksidasi (oksidator)**.

**Oksidator** menerima elektron yang berasal dari spesies kimia yang telah teroksidasi.

Sementara kation tembaga (II) tereduksi karena mendapatkan elektron. Spesies yang memberikan elektron disebut **zat pereduksi (reduktor)**. Dalam hal ini, **reduktornya** adalah logam seng. Dengan demikian, **oksidator adalah spesies yang tereduksi** dan **reduktor adalah spesies yang teroksidasi**. Baik **oksidator** maupun **reduktor** berada di ruas kiri (reaktan) persamaan redoks.

**OKSIDATOR DAN REDUKTOR**

1. **Oksidator**

Senyawa yang memiliki kemampuan untuk mengoksidasi senyawa lain dikatakan sebagai **OKSIDATIF** dan dikenal sebagai **OKSIDATOR ATAU AGEN OKSIDASI.**

Oksidan menghilangkan elektron dari senyawa lain, sehingga mengurangi sendiri. Oleh karena itu ia **“menerima”** elektron, ia juga disebut sebagai penerima elektron.

Oksidan biasanya senyawa yang memiliki unsur-unsur dengan bilangan oksidasi yang tinggi  ***(* Seperti *H2O2, MnO4–, CrO3, Cr2O72-, OsO4)*** atau senyawa yang sangat elektronegatif, sehingga dapat mendapatkan satu atau dua elektron lebih dengan mengoksidasi sebuah senyawa (misalnya, oksigen , fluor, klor, dan bromin).

1. **Reduktor**

Senyawa yang memiliki kemampuan untuk mengurangi senyawa lain dikatakan sebagai **REDUKTIF** dan dikenal sebagai **REDUKTOR**

Pereduksi melepaskan elektron ke senyawa lain, sehingga ia sendiri teroksidasi. Dan karena ia **“mendonorkan”** elektronnya, ia juga disebut sebagai penderma elektron. Senyawa dalam bentuk reduktor sangat bervariasi. Unsur logam seperti Li, Na, Mg, Fe, Zn, dan Al dapat digunakan sebagai reduktor. Logam ini akan memberikan elektron dengan mudah.

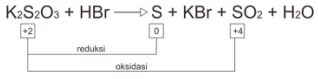
Berikut ini adalah nilai biloks dari :

* Unsur bebas (misal O2, Al, dan Fe) = 0
* Unsur H dalam senyawa = +1; kecuali dalam hidrida = -1
* Unsur O dalam senyawa = -2; kecuali dalam peroksida = -1, dan dalam oksifluorida = +2
* Unsur logam  dalam senyawa = jumlah elektron valensi (+)
* Unsur non logam dalam senyawa biner = gol. VI A (biloks = -2); gol. VII A (biloks = -1)
* Biloks total dalam senyawa = 0
* Biloks dari ion tunggal maupun ion poliatomik = jumlah muatan

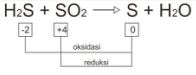
Dalam reaksi redoks, terdapat senyawa yang mengalami reaksi oksidasi sekaligus reduksi sehingga reaksi itu disebut reaksi autoredoks (disproporsionasi).

Ada juga reaksi redoks dimana hasil oksidasi sama dengan hasil reduksi, sehingga reaksi itu disebut reaksi konproporsionasi.

***Contoh reaksi autoredoks (disproporsionasi)***



***Contoh reaksi konproporsionasi***



## **Penyetaraan Reaksi Redoks**

Dalam reaksi redoks perlu dilakukan penyetaraan jumlah atom dan jumlah muatan pada reaktan dan produk.

Terdapat dua cara untuk menyetarakannya, yaitu dengan cara

1. **metode perubahan bilangan oksidasi (PBO)** yang berdasarkan pada perubahan bilangan oksidasi yang terjadi selama reaksi
2. **metode setengah reaksi (metode ion-elektron)**. Metode ini melibatkan dua buah reaksi paruh, yang kemudian digabungkan menjadi reaksi redoks keseluruhan dan cara setengah reaksi.

### **BILANGAN OKSIDASI**

Langkah-langkah :

1. Menandai unsur yang mengalami perubahan biloks, disamakan jumlah atomnya.
2. Menentukan biloks unsur yang berubah, dihitung perubahan dan disamakan jumlahnya.
3. Menyetarakan kation, anion, hidrogen, dan oksigen (jika ada).
4. Menyamakan muatan. Apabila reaksi asam, maka ditambah H+ dan disetarakan dengan H2O; apabila reaksi basa, maka ditambah OH– dan disetarakan dengan H2O.

### **SETENGAH REAKSI**

Langkah-langkah :

1. Menuliskan ion-ion yang mengalami oksidasi dan reduksi secara terpisah.
2. Menyamakan jumlah atom-atom yang mengalami perubahan biloks.
3. Selisih biloks dikali jumlah atom = jumlah elektron.
4. Jumlah elektron ditulis di kiri jika reaksi reduksi, sedangkan ditulis di kanan jika reaksi oksidasi.
5. Jumlah elektron di kiri dan kanan disetarakan.
6. Jumlah muatan di kiri dan kanan disetarakan dengan penambahan H+ (suasana asam) dan atau OH– (suasana basa).
7. Menyetarakan jumlah atom dengan menambahkan H2O.

**Berikut ini penjelasan sekilas tentang metode setengah reaksi** :

Persamaan redoks yang belum setara diubah menjadi persamaan ion dan kemudian dipecah menjadi dua reaksi paruh, yaitu reaksi oksidasi dan reaksi reduksi; setiap reaksi paruh ini disetarakan dengan terpisah dan kemudian digabungkan untuk menghasilkan ion yang telah disetarakan; akhirnya, ion-ion pengamat kembali dimasukkan ke persamaan ion yang telah disetarakan, mengubah reaksi menjadi bentuk molekulnya.

## **Contoh Soal Reaksi Redoks**

1. Tentukan biloks dari masing-masing unsur dalam senyawa berikut.
2. SO42-
3. NaNO3

**Jawab :**

**SO4**2**–** **= ion poliatomik**

Biloks dari ion poliatomik = jumlah muatan = -2

Biloks O dalam senyawa = -2

Biloks S + 4 . biloks O = -2

-6 + 4 . (-2) = -2

Jadi, biloks S = -6 dan biloks O = -2.

**NaNO3 = senyawa tak bermuatan**

Biloks total = 0

Biloks O dalam senyawa = -2

Biloks Na (logam) = jumlah elektron valensi = +1

Biloks Na + biloks N + 3 . biloks O = 0

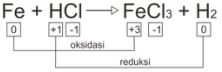
+1   + (+5)  + 3 . (-2)   = 0

Jadi, biloks Na = +1, biloks N = +5, dan biloks O =-2

2. Tentukan unsur atau senyawa yang manakah yang merupakan oksidator, reduktor, hasil oksidasi, dan hasil reduksi dari reaksi kimia berikut ini.

Fe + HCl → FeCl3 + H2

Jawab



Oksidator (mengalami reduksi) = HCl

Reduktor (mengalami oksidasi) = Fe

Hasil oksidasi = FeCl3

Hasil reduksi = H2