

Reaksi Redoks dan Elektrokimia

1. Bilangan Oksidasi (b.o)

1.1 Pengertian

Bilangan oksidasi merupakan muatan suatu atom dalam molekul atau ion **jika diandaikan** elektron ikatan dimiliki oleh atom yang lebih elektronegatif.

Bilangan oksidasi **bukanlah** muatan atom tersebut.

Contoh:

1.2 Aturan Bilangan Oksidasi

Untuk memudahkan penentuan bilangan oksidasi suatu atom, dibuat aturan bilangan oksidasi:

1. Bilangan oksidasi atom dalam unsurnya = 0
2. Jumlah bilangan oksidasi atom dalam molekul = 0
3. Jumlah bilangan oksidasi atom dalam ion = muatan ion tsb.
4. Bilangan oksidasi atom F dalam senyawanya = -1
5. B.o. atom-atom golongan 1 dalam senyawanya = +1
6. B.o. atom-atom golongan 2 dalam senyawanya = +2
7. B.o. atom hidrogen dalam senyawanya = +1
8. B.o. atom oksigen dalam senyawanya = -2

Catatan:

Aturan yang disebut terdahulu, mempunyai kekuatan yang lebih besar.

Contoh:

Tentukan bilangan oksidasi:

O dalam H_2SO_4

O dalam Na_2O_2

O dalam OF_2

S dalam H_2SO_4

S dalam S_8

S dalam SO_2

2. Reaksi Redoks

2.1 Reaksi Oksidasi

Reaksi oksidasi adalah reaksi pelepasan elektron;
.. adalah reaksi peningkatan bilangan oksidasi;
.. adalah reaksi dengan oksigen (definisi lama)

Contoh:

$C + O_2 \rightarrow CO_2$, karbon mengalami reaksi oksidasi

2.2 Reaksi Reduksi

Reaksi reduksi adalah reaksi penerimaan elektron;
.. adalah reaksi penurunan bilangan oksidasi.

2.3 Reaksi Redoks

Setiap reaksi oksidasi selalu disertai reaksi reduksi. Reaksi keseluruhannya disebut sebagai reaksi redoks.

Contoh:

$KMnO_4 + Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Na_2S_4O_6 + H_2O$

2.4 Reaksi Autoreduksi dan Disproporsionasi

Jika dalam suatu reaksi, atom yang mengalami oksidasi maupun reduksi adalah atom yang sejenis, maka reaksi tersebut disebut reaksi autoreduksi. Jika dalam reaksi autoreduksi tersebut, atom yang mengalami reaksi redoks berasal dari unsur/senyawa yang sama, maka reaksi itu disebut reaksi disproporsionasi.

Contoh:

$Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$

3. Reduktor dan Oksidator

3.1 Oksidator

Oksidator atau pengoksidasi adalah spesi kimia yang mengalami reduksi dalam suatu reaksi redoks.

Beberapa oksidator terpenting

Untuk daftar yang lebih lengkap lihat di buku-buku.

Oksidator	Hasil reaksi	Suasana
KMnO ₄	Mn ²⁺	Asam
KMnO ₄	MnO ₂	Basa/netral
K ₂ Cr ₂ O ₇	Cr ³⁺	Asam
H ₂ SO ₄ (pekat)	SO ₂	
HNO ₃ (pekat)	NO ₂	
HNO ₃ (encer)	NO	
X ₂ (X = F, Cl, Br, I)	X ⁻	

3.2 Reduktor

Reduktor atau pereduksi adalah spesi kimia yang mengalami oksidasi dalam suatu reaksi redoks.

Beberapa reduktor terpenting

Untuk daftar yang lebih lengkap lihat di buku-buku.

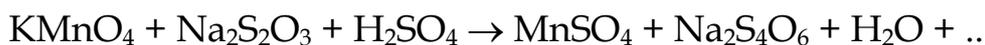
Reduktor	Hasil Reaksi
S ₂ O ₃ ⁼	S ₄ O ₆ ⁼
-it (ClO ₂ ⁻ , SO ₃ ⁼ , NO ₂ ⁻ , dll.)	-at (ClO ₃ ⁻ , SO ₄ ⁼ , NO ₃ ⁻ , dll.)
C ₂ O ₄ ⁼	CO ₂
M (M = logam)	M ⁿ⁺ (Mg ²⁺ , Fe ³⁺ , dll.)

4. Penyetaraan Reaksi Redoks

4.1 Cara Bilangan Oksidasi

1. Tuliskan senyawa/ion yang mengalami perubahan bilangan oksidasi, dalam satu persamaan reaksi ion.
2. Setarakan atom yang mengalami perubahan bilangan oksidasi, dengan mengubah koefisien reaksi.
3. Tentukan perubahan bilangan oksidasi total untuk reaksi reduksi maupun oksidasi.
4. Setarakan perubahan bilangan oksidasi tsb. dengan mengalikan koefisien reaksi.
5. Setarakan jumlah atom O dengan menambahkan H₂O.
6. Setarakan jumlah atom H dengan menambahkan H⁺ (jika suasana asam) atau pasangan H₂O/OH⁻ (suasana basa).
7. Tuliskan reaksi molekulnya.

Contoh:



4.2 Cara Setengah Reaksi

1. Tuliskan senyawa/ion yang mengalami reduksi dan oksidasi dalam setengah reaksi ion yang terpisah.
2. Idem.
3. Idem 5.
4. Idem 6.
5. Setimbangkan muatan dengan menambahkan elektron.
6. Setimbangkan elektron yang diterima dan dilepaskan dengan menjumlahkan kedua setengah reaksi.
7. Idem.

5. Sel Elektrokimia

Sel elektrokimia merupakan sistem yang memungkinkan perubahan dari energi kimia menjadi energi listrik atau sebaliknya.

5.1 Sel Galvani dan Sel Elektrolisis

Sel Galvani merupakan sel elektrokimia yang mengubah energi kimia menjadi energi listrik. Dalam sel Galvani, reaksi kimia (berupa reaksi redoks) disusun sedemikian rupa sehingga menghasilkan arus listrik.

Sel elektrolisis merupakan sel elektrokimia yang mengubah energi listrik menjadi energi kimia. Dalam sel elektrolisis, arus listrik digunakan untuk menjalankan suatu reaksi redoks.

5.2 Katoda dan Anoda

Dalam sel elektrokimia:

Katoda : tempat terjadinya reduksi

Anoda : tempat terjadinya oksidasi

5.3 Notasi Sel

Pada notasi sel, bagian kanan menyatakan katoda, dan bagian kiri menyatakan anoda. Pemisahan oleh jembatan garam dinyatakan dengan || sedangkan batas fasa dinyatakan dengan |.

Sebagai contoh, untuk reaksi sel $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$

notasi selnya: $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$

5.4 Macam-Macam Sel Volta

Sel Daniel, accu, batere, sel NiCd, sel hidrogen, sel konsentrasi

6. Potensial Elektroda dan Potensial Sel

6.1 Potensial Elektroda

Potensial elektroda (ε) adalah beda potensial suatu elektroda terhadap suatu elektroda baku, yang dalam hal ini digunakan elektroda hidrogen (dengan tekanan gas H_2 1 atm, dan konsentrasi H^+ 1 M).

Potensial elektroda menggambarkan kemampuan suatu spesi untuk mengalami reduksi. Karena itu, disebut juga sebagai potensial reduksi.

Potensial elektroda baku (ε°): potensial elektroda pada tekanan 1 atmosfer, dan konsentrasi ion 1 M dan suhu 25°C .

6.2 Deret Volta

Deret Volta merupakan urutan logam-logam (plus hidrogen) berdasarkan kenaikan potensial elektroda standarnya.

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

6.3 Potensial Sel

Potensial sel adalah selisih potensial antara kedua elektroda dalam suatu sel elektrokimia. \sim potensial yang teramati pada suatu sel.

$$\varepsilon_{\text{sel}} = \varepsilon_{\text{k}} - \varepsilon_{\text{a}}$$

7. Energetika Sel Elektrokimia

7.1 Energi Bebas Gibbs dan Potensial Sel

Hubungan antara perubahan energi bebas reaksi sel elektrokimia dengan potensial sel:

$$\Delta G = -nF\varepsilon$$

dengan: F = tetapan Faraday $\approx 96\,500$ Coulomb/mol

Pada keadaan baku: $\Delta G^\circ = -nF\varepsilon^\circ$

Spontanitas reaksi sel ditentukan oleh nilai dari ΔG atau ε .

7.2 Persamaan Nernst

Persamaan Nernst menggambarkan pengaruh konsentrasi dan suhu pada potensial elektroda atau potensial sel. Persamaan Nernst dapat diturunkan dari hubungan ΔG dan konsentrasi:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

$$-nF\varepsilon = -nF\varepsilon^\circ + RT \ln Q$$

$$\varepsilon = \varepsilon^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

dengan Q = angka banding reaksi sel elektrokimia.

n = elektron yang terlibat dalam reaksi.

Baris terakhir dari penurunan di atas adalah persamaan Nernst.

Pada suhu 25°C, dengan mengubah \ln menjadi \log , diperoleh persamaan berikut:

$$\varepsilon = \varepsilon^\circ - \frac{0,059}{n} \log Q$$

Contoh: Untuk reaksi sel: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$

$$\varepsilon = \varepsilon^\circ - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} \quad (\text{pada } 25^\circ\text{C})$$

Persamaan Nernst dapat pula diterapkan untuk reaksi setengah sel, menghubungkan konsentrasi dan suhu dengan potensial elektroda.

Contoh: $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}$ (harus reaksi reduksi!)

$$\varepsilon = \varepsilon^\circ - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

7.3 Kestimbangan Sel Elektrokimia

Pada keadaan setimbang, $\Delta G = 0$ atau $\varepsilon = 0$.

Tetapan setimbang dapat dihitung dari:

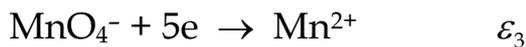
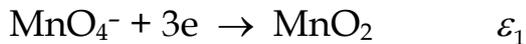
$$0 = \Delta G^\circ + RT \ln K$$

atau

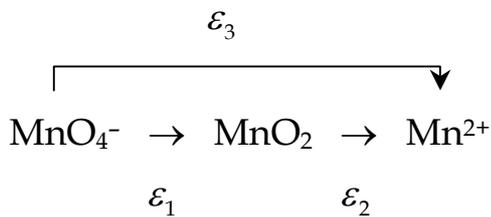
$$0 = \varepsilon^\circ - \frac{RT}{nF} \ln K \quad (K \text{ dari persamaan Nernst})$$

7.4 Diagram Latimer

Jika



maka diagram Latimer dapat digunakan untuk menurunkan hubungan antara ketiga nilai potensial di atas.



Menurut Latimer: $5 \varepsilon_3 = 3 \varepsilon_1 + 2 \varepsilon_2$

Latimer bisa dibuktikan dari termodinamika elektrokimia.