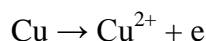


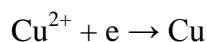
REDOKS DAN ELEKTROKIMIA

Konsep Redoks

Oksidasi : Peristiwa pelepasan elektron (naiknya bilangan oksidasi)



Reduksi : Peristiwa penangkapan elektron (turunnya bilangan oksidasi)



Bilangan Oksidasi : muatan listrik atom yang dihitung menurut kaidah tertentu.

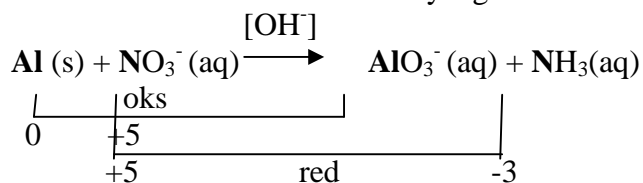
Aturan umum dalam menentukan bilangan oksidasi:

1. Bilangan oksidasi unsur bebas sama dengan nol
Misalnya O dalam O_2 , dan Cu(s)
2. Bilangan oksidasi hidrogen dalam senyawa umumnya adalah +1, **kecuali** dalam senyawa hidrida logam sama dengan -1
H dalam NH_3 mempunyai biloks +1
H dalam CaH_2 dan NaH mempunyai biloks -1
3. Bilangan oksidasi oksigen dalam senyawa umumnya -2, **kecuali** dalam peroksida sama dengan -1
O dalam H_2O mempunyai biloks -2
O dalam peroksida KO_2 dan H_2O_2 mempunyai biloks -1
O dalam superoksida RbO_2 mempunyai biloks -1/2
4. Hasil penjumlahan bilangan oksidasi yang positif dan negatif dalam suatu molekul atau senyawa adalah nol
5. Hasil penjumlahan bilangan oksidasi yang positif dan negatif dalam seluruh atom untuk setiap ion sama dengan muatan ion sendiri.
Untuk anion PO_4^{2-} , biloks P adalah +5 dan O adalah -2 sehingga muatan anion menjadi -2

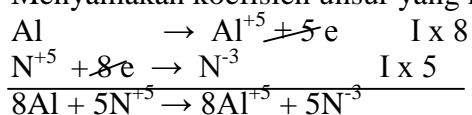
Penyetaraan reaksi redoks

1. Metode bilangan oksidasi

- a. Menentukan biloks unsur-unsur yang terlibat reaksi



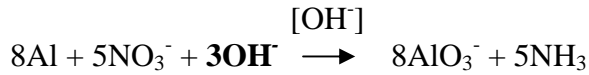
- b. Menyamakan koefisien unsur yang mengalami oksidasi dan reduksi



c. Menyetarakan muatan

Dalam suasana asam, tambahkan H^+ pada spesies yang kurang muatannya

Dalam suasana basa, tambahkan OH^- pada spesies yang kelebihan muatan

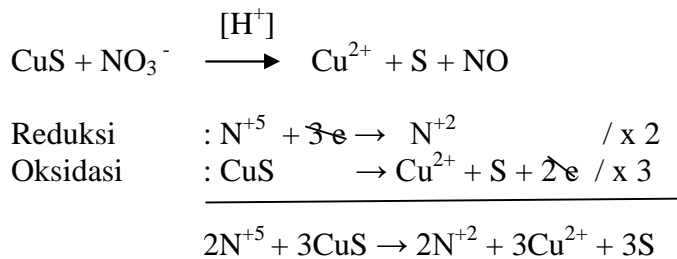


d. Menyetarakan atom H dengan menambahkan H_2O



2. Metode setengah reaksi/ion elektron

a. Menuliskan masing-masing setengah reaksi reduksi dan oksidasi serta menyetarakan unsur yang terlibat reduksi/oksidasi



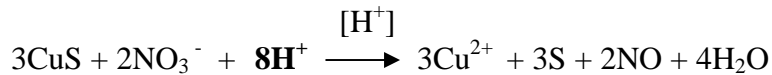
b. Menambahkan 1 molekul H_2O pada:

- Bagian yang kekurangan 1 atom O, untuk suasana asam
- Bagian yang kelebihan 1 atom O, untuk suasana basa



c. Menyetarakan hidrogen dengan menambahkan:

- Ion H^+ , untuk suasana asam
- Ion OH^- , untuk suasana basa



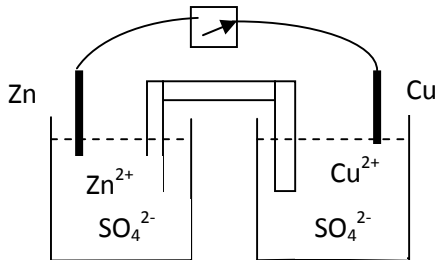
d. Jika muatan belum setara, menyetarakan muatan dengan menambahkan elektron

1. Sel Volta/Galvani

→ rangkaian tertutup dari suatu reaksi redoks yang dapat digunakan untuk membangkitkan energi listrik

→ dasarnya adalah bahwa suatu reaksi redoks berlangsung spontan dengan disertai pembebasan energi panas yang ditandai dengan naiknya suhu larutan

Diagram Sel



Komponen:

a. Elektroda → kutub listrik : (-) anoda → tempat berlangsungnya reaksi oksidasi

: (+) katoda → tempat berlangsungnya reaksi reduksi

b. Jembatan garam → berupa larutan garam/elektrolit kuat dalam agar-agar, misal NaCl, KNO₃ dan K₂SO₄

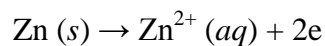
→ jembatan garam berfungsi melengkapi rangkaian menjadi sebuah rangkaian/sel yang tertutup karena listrik hanya dapat mengalir pada rangkaian tertutup

Proses yang terjadi:

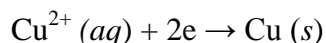
Lempeng logam Zn dicelupkan dalam larutan yang mengandung ion Zn²⁺ (ZnSO₄)

Lempeng logam Cu dicelupkan dalam larutan yang mengandung ion Cu²⁺ (CuSO₄)

→ logam zink yang dicelupkan dalam larutan melarut ZnSO₄ akan melepaskan elektron (lebih mudah teroksidasi)



→ elektron mengalir melalui jembatan garam dan akan diambil oleh ion Cu²⁺ sehingga logam Cu akan mengendap



→ dengan perubahan Cu²⁺ menjadi Cu, maka dalam larutan CuSO₄ terdapat kelebihan ion SO₄²⁻, sehingga ion-ion ini akan mengalir ke larutan ZnSO₄ melalui jembatan garam, untuk mengimbangi Zn²⁺

→ Reaksi berlangsung terus hingga salah satu pereaksi (Zn/Cu) habis.

Contoh sel volta: sel accu/aki dan sel kering (baterei) → Coba pelajari cara kerjanya!

Notasi sel

→ Notasi yang menyatakan secara singkat susunan sebuah sel volta

anoda | ion dalam larutan || ion dalam larutan | katoda

tanda | → menyatakan batas antarfase

tanda || → menyatakan jembatan garam

Penulisan notasi sel untuk contoh diagram sel yang telah diuraikan, sbb;



Potensial Sel

→ Proses yang terjadi pada sebuah sel volta disebabkan oleh adanya perbedaan potensial dua elektroda

→ Mengalirnya elektron dari elektroda Zn ke elektroda Cu menunjukkan bahwa Zn lebih mudah teroksidasi sehingga menyebabkan terjadinya beda potensial listrik antara Zn dengan Cu yang mendorong elektron mengalir.

→ Selisih potensial ini yang disebut dengan potensial sel dan diberi lambang ϵ_{sel}

$$\epsilon_{\text{sel}} = \epsilon_{\text{oks}} + \epsilon_{\text{red}}$$

→ Potensial sel yang diukur pada 25°C dengan konsentrasi 1 M dan tekanan 1 atm disebut dengan potensial elektroda standar ($\epsilon_{\text{sel}}^{\circ}$)

→ Pada penentuan $\epsilon_{\text{oks}}^{\circ}$ dan $\epsilon_{\text{red}}^{\circ}$ suatu reaksi digunakan elektroda pembanding yang memiliki potensial elektroda nol, yaitu elektroda hidrogen (H^+/H_2)

→ Potensial elektroda dikaitkan dengan reaksi reduksi sehingga elektroda yang lebih mudah mengalami reduksi dibandingkan terhadap hidrogen, potensial elektrodanya bertanda negatif (-), sedangkan yang lebih sukar tereduksi, bertanda positif (+)

→ Urutan kemudahan logam dalam mengalami reduksi disusun dalam sebuah deret yang disebut **deret Volta**

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

Semakin ke kanan, logam semakin mudah tereduksi sehingga mudah didesak oleh logam yang ada di sebelah kirinya.

→ Kespontanan redoks terkait dengan harga potensial selnya

Jika potensial sel nilainya positif, maka reaksi berlangsung spontan

Jika potensial sel nilainya negatif, maka reaksi tidak dapat berlangsung

Persamaan Nerst

→ Digunakan untuk menghitung potensial sel pada kondisi tertentu (bukan standar), dikemukakan oleh Walther Nerst, seorang ahli kimia fisika tahun 1889.

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

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

T = suhu (K)

n = banyaknya mol elektron yang dinyatakan dalam persamaan berimbang untuk reaksi sel

F = bilangan Faraday (96000 C mol^{-1})

Q = suku yang serupa dengan tetapan kesetimbangan

Pada suhu 25°C dan dengan konversi \ln ke \log , persamaan Nerst menjadi:

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

Contoh:

Sebuah susunan sel volta terdiri atas elektroda zink dan tembaga, Jika setengah sel zink pada suhu dan tekanan standar memiliki konsentrasi ion $0,1 \text{ M}$, sedangkan konsentrasi ion tembaga sebesar $0,05 \text{ M}$, tentukan potensial selnya!

Jawab:

Notasi sel : $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+} (0,1)||\text{Cu}^{2+} (0,02)|\text{Cu}$

Reaksi sel : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e$ $\varepsilon_{\text{oks}}^{\circ} = 0,76 \text{ V}$

$\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}$ $\varepsilon_{\text{red}}^{\circ} = 0,34 \text{ V}$

$\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$ $\varepsilon_{\text{sel}}^{\circ} = + 1,1 \text{ V}$

Mol elektron yang terlibat = 2

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

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

$$\varepsilon_{\text{sel}} = \varepsilon_{\text{sel}}^{\circ} - (0,0591/n) \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

$$\varepsilon_{\text{sel}} = 1,1 - (0,0591/2) \log \frac{[0,1]}{[0,02]}$$

$\varepsilon_{\text{sel}} = 1,079$ → potensial sel yang dimiliki sebesar $1,079 \text{ V}$ sehingga reaksi berlangsung spontan