

SEL VOLTA-2

Part I

Definisi

Elektrokimia adalah ilmu yang mempelajari hubungan energi listrik dengan perubahan kimia yang terjadi.

Part II

Sel Volta-2

Hubungan energi bebas dengan potensial sel

Perubahan energi bebas, ΔG , merupakan ukuran kespontanan suatu reaksi kimia pada suhu dan tekanan yang tetap. Potensial sel juga menunjukkan kespontanan suatu reaksi, sehingga hubungan potensial sel dengan energi bebas adalah:

$$\Delta G = -nFE$$

Ket:

n = jumlah mol elektron yang terlibat dalam reaksi

ΔG = energi bebas Gibbs

F = tetapan Faraday

E = potensial sel

Karena n dan F adalah bilangan positif, maka nilai E yang positif akan menghasilkan nilai ΔG yang negatif.

Jika reaktan dan produk dalam kondisi standar, maka:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Karena ΔG° berkaitan dengan tetapan kesetimbangan, K , maka:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

Sehingga:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

$$E^\circ = \frac{\Delta G^\circ}{-nF}$$
$$= \frac{-RT \ln K}{-nF}$$

$$E^\circ = \frac{RT}{nF} \ln K$$

Sel Konsentrasi

Sel volta dengan dua setengah sel (*half-cell*) yang identik namun memiliki konsentrasi ion yang berbeda disebut sel konsentrasi. Sebagai contoh digunakan elektroda Zn pada katoda dan anoda serta larutan Zn^{2+} 0,1 M pada anoda dan 1M pada katoda.

Karena elektroda yang digunakan sama, maka potensial elektroda standarnya bernilai nol, sehingga persamaan Nernst nya menjadi :

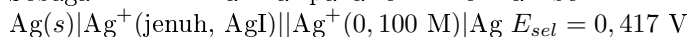
$$E = E^\circ - \frac{2,303RT}{nF} \log Q$$
$$= 0 - \frac{2,303RT}{nF} \log Q$$
$$= - \frac{2,303RT}{nF} \log Q$$

pada suhu 298 K menjadi :

$$E = -\frac{0,0592}{n} \log Q$$

Sel konsentrasi berperan dalam perhitungan konsentrasi ion, seperti Ksp maupun titrasi (disebut juga titrasi potensiometri).

Sebagai contoh kita lihat pada sel konsentrasi berikut :



sehingga dapat kita masukkan ke dalam persamaan Nernst sel konsentrasi :

$$\begin{aligned} E_{sel} &= -\frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{Ag}^+]_{\text{jenuh}}}{[\text{Ag}^+]} \quad \text{misalkan } [\text{Ag}^+]_{\text{jenuh}} = x \\ &= -\frac{0,0592}{1} \log \frac{x}{0,1} \end{aligned}$$

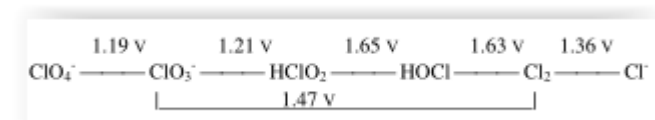
sehingga didapatkan konsentrasi Ag^+ jenuh atau kelarutannya (s) dan dimasukkan ke persamaan Ksp untuk AgI.

Diagram Latimer (Diagram Potensial Reduksi) :

Diagram dengan spesi kimia berbilangan oksidasi tertinggi ditempatkan di paling kiri dan serangkaian spesi dari atom yang sama disusun ke kanan sesuai dengan penurunan bilangan oksidasi, dan potensial reduksi standar (/V) ditulis di atas garis yang menghubungkan setiap keadaan.

	E_{red}°
$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,19 V
$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,21 V
$\text{HClO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{HOCl} + \text{H}_2\text{O}$	1,65 V
$\text{HOCl} + \text{H}^+ + e \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{Cl}_2(g) + \text{H}_2\text{O}$	1,63 V

Dari reaksi-reaksi reduksi di atas dapat dituliskan:



Reaksi oksidasi dan oksidasi dituliskan searah.

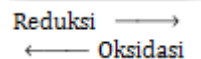


Diagram Latimer menampilkan informasi redoks tentang seri keadaan oksidasi dalam banyak bentuk. Dan juga dapat memprediksi reduktor atau oksidator suatu spesi.

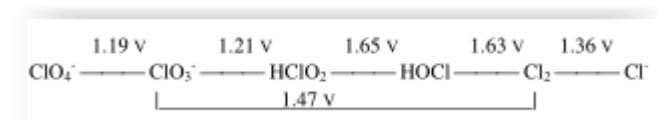
Part III

Contoh soal dan pembahasan

1. Tentukan potensial reaksi reduksi

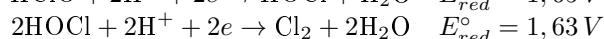


Dari diagram Latimer berikut:

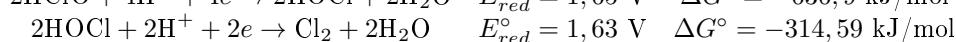


Jawab

Menuliskan reaksi potensial standar masing-masing reaksi:



Menghitung nilai ΔG° ($\Delta G^\circ = -nFE^\circ$) masing-masing reaksi kemudian jumlah reaksi dan nilai ΔG° -nya, ingat E_{red}° tidak dapat dijumlahkan.



Selanjutnya menghitung E° dari nilai ΔG° .

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

$$-951490 = -6 \times 96500 \times E^\circ$$

$$E^\circ = 1,64 \text{ V}$$

Wardaya College