**LARUTAN ELEKTROLIT dan NON ELEKTROLIT**

**Kompetensi Dasar**

3.8 Menganalisis sifat larutan elektrolit dan larutan non-elektrolit berdasarkan daya hantar listriknya.

1. Larutan adalah zat homogen dari dua atau lebih zat.
   1. Zat yang jumlahnya sedikit disebut ***zat terlarut***
   2. Zat yang jumlahnya banyak disebut ***zat pelarut***
2. Bedasarkan daya hantar listriknya, larutan dapat dibedakan menjadi :
   1. Larutan yang dapat menghantar listrik, disebut ***larutan elektrolit***
   2. Larutan yang tidak dapat menghantar listrik, disebut ***larutan non-elektrolit***
3. ***Svante Arrhensius*** mengajukan teori, bahwa dalam larutan elektrolit yang berperan dalam menghantarkan arus listrik adalah ion-ion yang bergerak bebas dalam larutan.
   1. Hal ini terjadi pada senyawa ion. Bentukan senyawa ion sendiri umunya adalah padat, leburan dan larutan.
   2. Pada bentuk padat, senyawa ion tidak dapat menghantar listrik karena ion-ionnya terlalu rapat untuk bergerak.
   3. Pada bentuk leburan (lelehan/ cair tanpa dilarutkan), senyawa ion dapat menghantar arus listrik karena jarak antar ion sangat renggang sehingga ion bebas bergerak menghantar arus listrik.
   4. Pada bentuk larutan (zat padat dilarutkan di air), senyawa ion dapat menghantar arus listrik, karena ion-ion -pada bentukan padat tadi yang terlarut dalam air- diuraikan oleh air, atau mengalami ***disosiasi***
4. Senyawa kovalen juga dapat menghantar arus listrik, namun hanya dalam bentuk larutan. Begini mekanismenya.
   1. Senyawa kovalen tidak memiliki ion, sehingga pada dasarnya memang tidak dapat menghantarkan arus listrik.
   2. Seperti diketahui, beberapa senyawa kovalen adalah senyawa kovalen polar, yang berarti memiliki kutub positif dan negatif (akibat adanya perbedaan keelktronegatifan)
   3. Saat dilarutkan dalam air (yang bersifat polar juga), molekul senyawa kovalen polar ini teruraikan menjadi ion positif dan negatif. Penguraian oleh air ini disebut ***ionisasi***
   4. Ion-ion inilah yang nantinya berperan dalam menghantarkan arus listrik.
5. Contoh senyawa ion yang dapat menjadi larutan elektrolit adalah NaCl, KCl, Na2SO4, dan CuCrO4. Sedangkan contoh senyawa kovalen (polar) yang dapat menjadi larutan elektrolit adalah HCl, H2SO4 dan HNO3.
6. Untuk menguji keelektrolitan sebuah larutan, maka dapat digunakan ***alat uji elektrolit***. Hasil percobaan beserta maksudnya dapat kita lihat di matriks berikut.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Jenis larutan elektrolit | Lampu... | Pada elektrodanya... |
| **Larutan elektrolit kuat** | Menyala | Timbul gelembung |
| **Larutan elektrolit lemah** | Tidak menyala atau redup | Timbul gelembung |
| Larutan non elektrolit | Tidak menyala | Tidak ada gelembung |

1. Gejala gelembung di sekitar elektroda pada larutan elektrolit (lemah dan kuat) yang dialiri arus lstrik disebabkan adanya gejala ***elektrolisis*** yan menghasilkan gas.
   1. Gelembung terjadi karena ion positif mengalami reduksi, sedangkan ion negatif mengalami oksidasi. Misalkan berikut.



Reduksi 2H+ + 2e- 🡪 H­2

Oksidasi 2Cl- 🡪 Cl2 + 2e-

1. Daya hantar larutan elektrolit ditentukan oleh banyak sedikitnya ion yang terjadi oleh proses ionisasi. Makin banyak ion yang ada, maka daya hantar listriknya makin kuat.
   1. Semua senyawa ion yang larut dalam air akan menjadi larutan elektorilit kuat , karena terdisosiasi sempurna.
   2. Beberapa senyawa kovalen termasuk larutan elektrolit kuat karena terionisasi dalam persentase yang besar, semisal HCl, H2SO4 dan HNO3.
   3. Beberapa senyawa kovalen lainnya menjadi larutan elektrolit lemah karena hanya terionisasi sebagian, misalkan NH3, CH3COOH dan H3PO4.
   4. Beberapa senyawa kovalen lainnya adalah larutan non elektrolit karena tidak terionisasi, misal H2C5OH (alkohol), larutan glukosa (C6H12O6) serta larutan urea (CO(NH2)2)
2. Contoh persamaan dalam disosiasi adalah : 
3. Contoh persamaan dalam ionisasi adalah : 

**TERIMA KASIH**

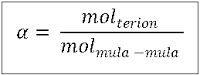
**SELAMAT BELAJAR**

**TUHAN MEMBERKATI**

**ORA ET LABORA – SERAHKAN KE DALAM TANGAN TUHAN**

**JANGAN LUPA BERDOA**

1. Contoh larutan non-elektrolit :
   1. CO (NH2)2 urea
   2. C2H5OH etanol/ alkohol
   3. C12H22O11 sukrosa
   4. C6H12O6 glukosa
   5. CH3OH metanol
2. Larutan elektrolit dibedakan menjadi 3 :
   1. Larutan asam, yakni :
      1. Asam kuat adalah elektrolit kuat. [**Secara umum, antara lain H2SO4, HNO3, HCl, HBr, HI (*asam halida selain* HF), HClO3, HBrO3, dan HIO3, ­ HClO4, HBrO4, dan HIO4]**
      2. Asam lemah adalah elektrolit lemah, misalkan **CH3COOH, HF, H2S, HCOOH, HCN**
   2. Larutan basa, yakni :
      1. Basa kuat adalah elektrolit kuat. [**LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Mg(OH)2, Ca(OH)2, Sr(OH)2, dan Ba(OH)2]**
      2. Basa lemah adalah elektrolit lemah, [**NH4OH, Fe(OH)2, Cu(OH)2, Al(OH)3]**
   3. Garam, umumnya elektrolit kuat (kecuali sukar larut). Yang merupakan garam elektrolit kuat a.l **KCl, NaCl, KNO3, K2SO4, Fe(NO3)3**
3. Larutan elektrolit akan terionisasi secara sempurna dan memiliki derajat ionisasi mendekati 1

[](http://2.bp.blogspot.com/-n36LmSgRuXk/URJGuRciNuI/AAAAAAAAAC8/gY2PrPfTpos/s1600/derajat_ionisasi.png)

*Rumus derajat ionisasi (disosiasi)*

1. Jika disediakan beberapa senyawa elektrolit beserta molaritasnya dan senyawa-senyawa tersebut diketahui dalam satu jenis (misalkan : semua merupakan elektrolit kuat), maka kita dapat mengurutkan kekuatan daya hantar listriknya dengan **mengalikan nilai molaritasnya dengan jumlah elektron.**

*Misal* HCl 0,1 M 🡺 2 X 0,1 = 0,2

CaCl2 0,1 M 🡺 3 X 0,1 = 0,3

Maka, daya hantar listrik CaCl2 lebih besar daripada HCl

1. Pada senyawa kovalen, yang dapat menjadi larutan elektrolit hanyalah senyawa kovalen polar. Senyawa kovalen yang polar bedasarkan pemakaian elektronnya antara lain memiliki tipe :
   1. AX2E
   2. AX3E
   3. AX2E2
   4. AX5
   5. AX4E
   6. AX3E2
   7. AX5E
   8. AX3E3

Catatan : X menunjukkan elektron terikat dan E menunjukkan elektron bebas