**ELEKTROKIMIA - ELEKTROLISIS**

Elektrolisis adalah peristiwa penguraian elektrolit oleh arus listrik searah, dengan menggunakan dua macam elektroda. Elektroda tersebut adalah katoda (elektroda yang dihubungkan dengan kutub negatif) dan anoda (elektroda yang dihubungkan dengan kutub positif).

Pada anoda terjadi reaksi oksidasi, yaitu anion (ion negatif) ditarik oleh anoda sehingga jumlah elektronnya berkurang atau bilangan oksidasinya bertambah.

Pada sel elektrolisis. Reaksi kimia akan terjadi jika arus listrik dialirkan melalui larutan elektrolit, yaitu energi listrik (arus listrik) diubah menjadi energi kimia (reaksi redoks).

Tiga ciri utama Elektrolisis yaitu:

1. Ada larutan elektrolit yang mengandung ion bebas. Ion-ion ini dapat memberikan atau menerima elektron sehingga elektron dapat mengalir melalui larutan.

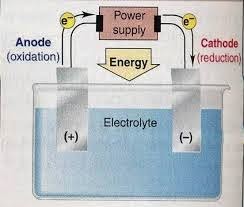
2. Ada sumber arus listrik dari luar, seperti baterai yang mengalirkan arus listrik searah (DC).

3. Ada 2 elektroda dalam sel elektrolisis.

Elektroda yang menerima elektron dari sumber arus listrik luar disebut Katoda, sedangkan elektoda yang mengalirkan elektron kembali ke sumber arus listrik luar disebut Anoda. Katoda adalah tempat terjadinya reaksi reduksi yang elektrodanya negatif (-) dan Anoda adalah tempat terjadinya reaksi oksidasi yang elektrodanya positif (+)

Secara umum, sel elektrolisis ini tersusun dari:

1. Sumber listrik yang menyuplai arus searah (dc), misalnya baterai.
2. Anode, yaitu elektrode tempat terjadinya reaksi oksidasi.
3. Katode, yaitu elektrode tempat terjadinya reaksi reduksi.
4. Elektrolit, yaitu zat yang dapat menghantarkan listrik.



[Pada gambar yang ada di atas, terlihat rangkaian suatu sel elektrolisis lelehan NaCl. Sel elektrolisis tersebut tidak memerlukan jembatan garam yakni seperti halnya sel Volta. Elektrode yang digunakan tersebut bisa atau dapat berupa elektrode inert seperti misalnya platina atau grafit yang tidak teroksidasi ataupun juga tereduksi dalam sel.](https://pendidikan.co.id/wp-content/uploads/2019/12/Susunan-Sel-Elektrolisis.jpg)

[Proses elektrolisis ini dimulai dengan dialirkan suatu arus listrik itu searah dari sumber tegangan listrik. Elektron dari kutub negatif tersebut akan mengalir menuju ke katode. Akibatnya adalah, ion-ion positif Na+ di dalam lelehan NaCl tersebut akan tertarik ke katode serta kemudian menyerap elektron untuk tereduksi menjadi Na yang netral. Sementara itu untuk, ion-ion negatif Cl− di dalam lelehan tersebut akan tertarik ke anode pada kutub positif. Ion-ion Cl− tersebut akan teroksidasi menjadi gas Cl2 yang netral yakni dengan melepas elektron. Elektron itu kemudian akan dialirkan anode serta diteruskan ke kutub positif sumber tegangan listrik. Jadi, reaksi redoks yang terjadi pada sel elektrolisis lelehan NaCl tersebut bisa atau dapat ditulis sebagai berikut.](https://pendidikan.co.id/wp-content/uploads/2019/12/Susunan-Sel-Elektrolisis.jpg)

* [Katode (reduksi) = Na+(l) + e− → Na(l)](https://pendidikan.co.id/wp-content/uploads/2019/12/Susunan-Sel-Elektrolisis.jpg)
* [Anode (oksidasi) = 2Cl−(l) → Cl2(g) + 2e−](https://pendidikan.co.id/wp-content/uploads/2019/12/Susunan-Sel-Elektrolisis.jpg)
* [Reaksi sel(redoks) = 2Na+(l) + 2Cl−(l) → 2Na(l) + Cl2(g)](https://pendidikan.co.id/wp-content/uploads/2019/12/Susunan-Sel-Elektrolisis.jpg)

## Bagian Sel Elektrolisis

Di dalam sel elektrolisis itu terdapat beberapa bagian dari suatu rangkaian yang tentunya harus dipenuhi untuk terjadinya peristiwa atau kejadian dari elektrokimia ini. Bagian bagian utama dari sel elektrolisis tersebut diantaranya sebagai berikut;

1. **Elektroda**

Elektroda ini adalah suatu penghantar yang dapat atau bisa menghantarkan arus listrik yang mana pada sel elektrolisis, elektroda tersebut dibagi menjadi dua jenis diantaranya anoda serta katoda.

Di dalam proses elektrolisis, tiap-tiap anoda tersebut mempunyai fungsi tersendiri yakni seperti anoda yang memiliki fungsi sebagai tempat terjadinya reaksi oksidasi serta juga katoda yang memiliki fungsi sebagai tempat terjadinya reaksi reduksi. Kedua dari reaksi tersebut saling melengkapi antara satu sama lain serta selalu terjadi dengan secara bersamaan.

Pemilihan elektroda tersebut bisa atau dapat dilihat dari nilai potensial reduksi yang disesuaikan yakni dengan zat yang akan direaksikan. Pada dasarnya, elektroda yang dipilih itu memiliki sifat inert atau tidak bereaksi terhadap larutan atau juga reagen yang digunakan serta juga elektroda ini memiliki sifat aktif yang dapat atau bisa bereaksi dengan larutan.

Contoh dari elektroda inert yang sering digunakan diantaranya platina serta karbon, sedangkan untuk elektroda aktif yang sering digunakan diantaranya tembaga serta nikel.

**b. Elektrolit**

Elektrolit ini adalah suatu larutan yang mampu untuyk menghantarkan listrik atau juga mempunyai suatu daya hantar listrik yang tinggi. Pada dasarnya, larutan elektrolit tersebut mempunyai ion ion terlarut dengan konsentrasi yang cukup tinggi sehingga dari hal tersebut pergerakan ion di dalam larutan itu memiliki peran di dalam sifat konduktivitasnya.

Ion yang berada di dalam larutan elektrolit itu nantinya akan bereaksi serta mengalami reaksi baik itu reduksi atau jgua oksidasi yang terjadi di dalam elektroda yakni dengan adanya arus listrik yang dilewatkan. Contoh dari larutan elektrolit ialah CuSO4 serta NaCl.

1. **Sumber arus listrik**

Sumber arus listrik ini juga sangat penting guna terjadinya reaksi reduksi serta oksidasi. Arus listrik dapat berupa listrik searah (DC) itu akan dialirkan dengan melalui kedua elektroda itu dengan berlawanan muatan ke dalam larutan elektrolit.

Adanya arus listrik ini tentu akan menyebabkan terjadinya pergerakan elektron dari anoda ke katoda yang menyebabkan reaksi pada anoda itu terjadi secara oksidasi serta pada katoda itu terjadi reduksi. Tanpa adanya arus listrik, reaksi reduksi serta oksidasi ini tidak akan berlangsung disebabkan karna tidak terjadi transfer elektron di dalam sistem tersebut.

Pada thermokimia dikenal **Hukum *Faraday***

**Hukum *Faraday* I**: Massa zat yang timbul pada elektroda karena elektrolisis berbanding lurus dengan jumlah listrik yang mengalir melalui larutan.

**Hukum *Faraday* II**: Massa dari bermacam-macam zat yang timbul pada elektrolisis dengan

jumlah listrik sama, berbanding lurus dengan massa ekivalennya.

Di awal abad ke-19, Faraday menyelidiki hubungan antara jumlah listrik yang mengalir dalam sel dan kuantitas kimia yang berubah di elektroda saat elektrolisis.

Ia merangkumkan hasil pengamatannya dalam dua hukum pada tahun 1833.

C (Coulomb) adalah satuan muatan listrik,

1 C = adalah muatan yang dihasilkan bila arus 1 A (Ampere) mengalir selama 1 s.

Tetapan fundamental listrik adalah konstanta Faraday, F = 9,65 x104 C, yang didefinisikan sebgai kuantitas listrik yang dibawa oleh 1 mol elektron.

Dimungkinkan untuk menghitung kuantitas mol perubahan kimia yang disebabkan oleh aliran arus listrik yang tetap mengalir untuk rentang waktu tertentu.

Hantaran listrik melalui larutan elektrolit dapat dianggap sebagai aliran elektron. Jadi apabila elektron telah dapat mengalir dalam larutan elektrolit berarti listrik dapat mengalir dalam larutan tersebut. Elektron berasal dari kutub katode atau kutub negatif. Sedangkan pada anode melepaskan ion positif dan membentuk endapan pada logam katode. Di dalam larutan terurai proses:

CuSO4 = Cu2+ + SO42-

Ion Cu2+ ini akan berpindah menuju keping katode sedangkan ion SO42- akan menuju keping anode. Lama-lama keping katode ini akan timbul endapan dan terjadi perubahan massa. Massa ini dapat dihitung dengan cara:

G = a . I . t

Dimana:

G = jumlah endapan tembaga Cu (gram)

a = tara kimia listrik (gr/ampere.jam)

I = kuat arus listrik (ampere)

t = lamanya pengaliran arus (jam)

Untuk tembaga nilai a = 1,186 gr/ampere.jam,

karena G telah dapat diketahui maka I arus dapat diperoleh dengan: I = G/at

Akibat aliran arus listrik searah ke dalam larutan elektrolit akan terjadi perubahan kimia dalam larutan tersebut. Menurut *Michael Faraday* (1834) lewatnya arus 1 F mengakibatkan oksidasi 1 massa ekivalen suatu zat pada suatu elektroda (anoda) dan reduksi 1 massa ekivalen suatu zat pada elektroda yang lain (katoda).

**Sel *Galvani***

Pada elektrolisis, energi listrik diubah menjadi energi kimia. Pada sel galvani terjadi sebaliknya, yaitu energi kimia diubah menjadi energi listrik. Sel *Galvani* disebut juga sel kimia. Sel *Galvani* dipakai sebagai sumber listrik untuk penerangan, pemanasan, menjalankan motor, dan sebagainya. Sel *Galvani* atau sel kimia dapat dibedakan menjadi sel kimia dengan *transference* dan sel kimia tanpa *transference*.

1. **Sel kimia dengan *transference***

Sel kimia dengan *transference* contohnya **sel *Daniell*.** Sel *Daniell* terdiri atas batang Zn dalam larutan ZnSO4, dan batang Cu dalam larutan CuSO4 pekat. Di antara kedua larutan yang terpisah tersebut terdapat penghubung atau *transference* yang berupa *liquid junction* atau jembatan garam (*salt bridge*). Jika elektroda Zn dan Cu dihubungkan, maka terjadi arus listrik akibat reaksi oksidasi Zn dan reduksi ion Cu2+ dalam larutan.

Jika logan Zn dimasukkan langsung ke dalam larutan CuSO4 maka terjadi reaksi transfer elektron langsung, dalam hal ini tidak menghasilkan energi listrik.

Suatu elektroda dalam sel *Galvani* dapat merupakan kutub positif atau negatif, tergantung elektroda lainnya. Misalnya elektroda hidrogen dalam larutan dengan aktivitas H+ = 1 merupakan kutub positif bila dihubungkan dengan elektroda Zn dalam larutan Zn2+ dengan aktivitas Zn2+ = 1

1. **Sel kimia tanpa *transference***

Sel kimia tanpa transference contohnya sel *accu*, sel *Leclanche*, dan sel bahan bakar.

**1). Sel *Accu***

Pada sel *accu*, sebagai kutub negatif adalah logam Pb, kutub positif adalah logam Pb dilapis PbO2 dan elektrolitnya adalah larutan H2SO4. Setiap pasang sel menghasilkan

**2). Sel *Leclanche* (sel kering)**

Sel *Leclance* contohnya **batu baterai**. Pada batu baterai biasa, sebagai kutub negatif adalah logam Zn, kutub positif adalah batang grafit (C) dibungkus MnO2 dan elektrolitnya adalah pasta NH4Cl dan ZnCl2. Potensial listrik *(Voltage)* yang dihasilkan ± 1,5 volt.

Pada batu baterai biasa yang menggunakan anoda logam Zn, katoda batang C, dan elektrolitnya pasta berair dari campuran NH4Cl, MnO2, dan serbuk C, batu baterai alkaline, sebagai anoda digunakan Zn, sebagai katoda MnO2, dan sebagai elektrolitnya KOH. Potensial listrik yang dihasilkan ± 1,5 volt.

Pada baterai perak oksida - zink seperti yang biasa digunakan pada arloji, sebagai anoda digunakan Zn, sebagai katoda digunakan Ag2O, dan sebagai elektrolitnya KOH. Potensial listrik yang dihasilkan ± 1,5 volt.

**3). Sel bahan bakar *(fuel cell)***

Sel bahan bakar biasanya menggunakan oksigen pada kotoda dan suatu gas yang dapat dioksidasi pada anoda, biasanya gas hidrogen. Sel bahan bakar sudah banyak dikembangkan sebagai sumber penghasil listrik yang sangat bersih, ramah lingkungan, aman dan mempunyai resiko yang sangat kecil.

Penggunaannya antara lain untuk keperluan di rumah sakit, rumah perawatan, hotel, perkantoran, sekolah, bandar udara, dan penyedia tenaga listrik, misalnya pembangkit tenaga listrik dalam pesawat ruang angkasa.

Di Amerika, Eropa, dan Jepang sudah dikembangkan mobil bebas polusi yang menggunakan sel bahan bakar. Sebagai bahan bakar utamanya adalah gas hidrogen yang disimpan dalam tangki bahan bakar dan diberi tekanan yang tinggi sehingga mencair. Gas hidrogen dialirkan ke anoda dan pada katoda dialirkan gas oksigen yang diperoleh dari udar

**KEGUNAAN SEL ELEKTROLISIS**

Proses elektrolisis dalam industri misalnya terjadi pada proses :

a. Penyepuhan (melapisi logam dengan logam lebih mulia misal Ni, Cr, atau Au).

b. Pemurnian logam (misal Ag, Cu, Au).

c. Pembuatan senyawa (misal NaOH) atau gas (misal O2, H2, Cl2)

d. Pembuatan gas di laboratorium

**Berikut beberapa contohnya :**

1. **Pembuatan Gas di Laboratorium**

Sel elektrolisis banyak digunakan dalam industri pembuatan gas misalnya pembuatan gas oksigen, gas hidrogen, atau gas klorin.

Untuk menghasilkan gas oksigen dan hidrogen, dapat menggunakan larutan elektrolit dari kation golongan I A, (K+, Na+), golongan II A, (Ca2+, Mg2+), Al3+, Mn2+ dan anion yang mengandung oksigen (SO42-, CO32-, NO3-, PO43-, ClO4-) dengan elektrode Pt atau karbon. Reaksi elektrolisis yang menghasilkan gas, misalnya elektrolisis larutan Na2SO4 menggunakan elektrode karbon.

Reaksi yang terjadi:

Na2SO4(aq) = 2 Na+(aq) + SO42-(aq)

Katode (C): 2 H2O(l) + 2e- = 2 OH-(aq) + H2(g)

Anode (C): 2 H2O(l) = 4 H+(aq) + O2(g) + 4e-

Karena pada katode dan anode yang bereaksi adalah air, semakin lama air semakin berkurang sehingga pe

**Proses Penyepuhan**

Penyepuhan suatu logam emas, perak, atau nikel, bertujuan menutupi logam yang penampilannya kurang baik atau menutupi logam yang mudah berkarat. Logam-logam ini dilapiasi dengan logam lain yang penampilan dan daya tahannya lebih baik agar tidak berkarat. Misalnya mesin kendaraan bermotor yang terbuat dari baja umumya dilapisi kromium agar terhindar dari korosi .

Beberapa alat rumah tangga juga disepuh dengan perak sehingga lebih awet dan penampilannya tampak lebih baik. Badan sepede titanium dilapisi titanium oksida (TiO2)yang bersifat keras dan tidak dapat ditembus oleh oksigen atau uap air sehingga terhindar dari reaksioksida yang menyebabkan korosi.Prinsip kerja proses penyepuhan adalah penggunaan sel dengan elektrolit larutan dan electrode reaktif.

Contoh jika logam atau cincin dari besi akan dilapisi emas digunakan larutan elektrolit AuCl3(aq). Logam besi (Fe) dijadikan sebagai katode, sedangkan logam emasnya (Au) sebagai anode. Apa yang terjadi jika kedua logam ini ditukar posisinya?

Reaksi yang berlangsung dalam proses penyepuhan besi dengan emas yaitu:

AuCl3(aq) = Au3+(aq) + 3 Cl-(aq)

Katode (cincin Fe): Au3+(aq) + 3e- = Au(s)

Anode (Au): Au(s) = Au3+(aq) + 3e-

Proses yang terjadi yaitu oksidasi logam emas (anode) menjadi Au3+(aq) . Kation ini akan bergerak ke katode menggantikan kation Au3+ yang direduksidi katode. Kation Au3+ di katode direduksi membentuk endapan logam emas yang melapisi logam atau cincin besi. Proses ini cukup murah karena emas yang melapisi besihanya berupa lapisan tipis.

**Proses Pemurnian logam kotor**

Proses pemurnian logam kotor banyak dilakukan dalam pertambangan. Logam transisi yang kotor dapat dimurnikan dengan cara menempatkannya sebagai anode dan logam murni sebagai katode. Elektrolit yang digunkan adalah elektrolit yang mengandung kation logam yang dimurnikan. Contoh: proses pemurnian nikel menggunakan larutan NiSO4(aq). Nikel murni digunakan sebagai katode, sedangkan nikel kotor (logam yang dimurnikan) digunakan sebagai anode. Reaksi yang terjadi, yaitu:

NiSO4(aq) = Ni2+(aq) + SO42-(aq)

Katode (Ni murni): Ni2+(aq) + 2e- = Ni (s)

Anode (Ni kotor): Ni (s) = Ni2+(aq) + 2e-

Logam nikel yang kotor pada anode dioksidasi menjadi ion Ni2+. Kemudian, ion Ni2+ pada katode direduksi membentuk logam Ni dan bergabung dengan katode yang merupakan logam murni. Kation Ni2+ di anode bergerak ke daerah katode menggantikan kation yang direduksi. Untuk mendapatkan logam nikel murni (di katode) harus ada penyaringan sehinggga kotoran (tanah, pasir, dan lain-lain) hanya berada di anode dan tidak berpindah ke katode sehingga daerah di katode merupakan daerah yang bersih.

**LARUTAN**

Larutan : adalah campuran yang bersifat homogen antara molekul, atom ataupun ion dari dua zat

atau lebih.

Larutan disebut juga **campuran** karena susunannya atau komposisinya dapat berubah.

Disebut **homogen** karena susunanya begitu seragam sehingga tidak dapat diamati adanya bagian-bagian yang berlainan, bahkan dengan mikroskop optis sekalipun.

Fase larutan dapat berwujud :

1. Larutan gas misalnya udara.
2. Larutan padat misalnya perunggu, amalgam dan paduan logam yang lain.
3. Larutan cair misalnya air laut, larutan gula dalam air, dan lain-lain.

Komponen larutan, terdiri dari :

1. pelarut *(solvent)*
2. zat terlarut *(solute)*.

Pelarut cair umumnya adalah air. Pelarut cair yang lain misalnya bensena, kloroform, eter, dan alcohol. Umumnya komponen larutan yang jumlahnya lebih banyak disebut sebagai pelarut.

**Kelarutan**

Kelarutan adalah Banyaknya *solute* yang melarut dalam pelarut yang banyaknya tertentu untuk menghasilkan suatu larutan jenuh disebut kelarutan *(solubility)*

Umumnya dinyatakan dalam gram zat terlarut per 100 mL pelarut, atau per 100 gram pelarut pada temperatur yang tertentu

**Jenis larutan berdasarkan kelarutannya yaitu :**

1. Larutan jenuh, adalah larutan yang mengandung zat terlarut dalam jumlah yang diperlukan untuk adanya kesetimbangan antara *solute* yang terlarut dan yang tak terlarut (larutan seimbang)
2. larutannya disebut tak jenuh *(unsaturated)*. Jika jumlah *solute* yang terlarut kurang dari kelarutannya, maka Larutan tak jenuh lebih encer (kurang pekat) dibandingkan dengan larutan jenuh.
3. maka larutannya disebut lewat jenuh *(supersaturated)*. Jika jumlah *solute* yang terlarut lebih banyak dari kelarutannya, Larutan lewat jenuh lebih pekat daripada larutan jenuh.

**Pengaruh Temperatur pada Kelarutan**

Kelarutan gas umumnya berkurang pada temperatur yang lebih tinggi. Misalnya jika air dipanaskan, maka timbul gelembung-gelembung gas yang keluar dari dalam air, sehingga gas yang terlarut dalam air tersebut menjadi berkurang

Kebanyakan zat padat kelarutannya lebih besar pada temperatur yang lebih tinggi. Ada beberapa zat padat yang kelarutannya berkurang pada temperatur yang lebih tinggi, misalnya natrium sulfat dan serium sulfat

**Pengaruh tekanan pada kelarutan**

Perubahan tekanan pengaruhnya kecil terhadap kelarutan zat cair atau padat. Perubahan tekanan sebesar 500 atm hanya merubah kelarutan NaCl sekitar 2,3 % dan NH4Cl sekitar 5,1 %. Kelarutan gas sebanding dengan tekanan *partial* gas itu

**Konsentrasi Larutan**

Konsentrasi larutan menyatakan banyaknya zat terlarut dalam sejumlah tertentu larutan. Secara fisika konsentrasi dapat dinyatakan dalam % (persen) atau ppm *(part per million)* = bpj (bagian per juta). Dalam kimia konsentrasi larutan dinyatakan dalam molar (M), molal (m) atau normal (N).

a. Molaritas (M)

Molaritas menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam setiap liter larutan.

b. Molalitas (m)

Molalitas menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam setiap kilo gram (1 000 gram) pelarut.

c. Normalitas (N)

Normalitas menyatakan jumlah ekuivalen zat terlarut dalam setiap liter larutan.

Massa ekuivalen adalah massa zat yang diperlukan untuk menangkap atau melepaskan 1 mol elektron dalam reaksi (reaksi redoks).

Contoh soal:

Sebanyak 1,11 g CuCl2 dilarutkan ke dalam 100 g air. Jika massa jenis air 1 g/mL, massa atom relatif Cu = 40 dan massa atom relatif Cl = 35,5, maka hitunglah konsentrasi larutan tersebut dalam:

a. Molar

b. Molal

c. Normal

Jawab:

Massa molar CuCl2 = 40 + (2 x 35,5) = 111 g/mol

Volume air = massa : massa jenis = 100 g : 1 g/mL = 100 mL

Mol CuCl2 = massa : massa molar = 1,11 g : 111 g/mol = 0,01 mol

Jika volume larutan = volume air, maka

a. M CuCl2 = (mol : mL) x 1000 mL/L = (0,01 mol : 100 mL) x 1000 mL/L = 0,1 M

b. m CuCl2 = (mol : g) x 1000 g/kg = (0,01 mol : 100 g) x 1000 g/kg = 0,1 m

c. CuC l2 (aq) ⎯→ Cu 2+(aq) + 2 Cl− (aq)

Cu 2+(aq) + 2 e ⎯→ Cu (s)

2 mol elektron ekuivalen dengan 1 mol CuCl2. Jadi n = 2 ek/mol.

N CuCl2 = n x mol : L = 2 ek/mol x 0,001 mol : 0,1 L = 0,2 N

**Larutan Elektrolit dan Non elektrolit**

Berdasarkan daya hantarnya larutan terbagi 2, yaitu larutan elektrolit dan nonelektrolit1.

1. **LARUTAN ELEKTROLIT**

adalah larutan yang dapat menghantarkan listrik. Ini terjadi karena dalam larutan mengalami ionisasi. Contohnya NaCl, HCl, NaOH dan lain lain

Larutan elektrolit terdiri dari

1. elektrolit kuat
2. elektrolit lemah

Perbedaan antar elektrolit kuat dan lemah seperti terlihat pada tabel berikut :

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| No | Elektrolit kuat | Elektrolit lemah |
| 1 | Dalam air terionisasi sempurna | Dalam air terionisasi sebagian |
| 2 | Daya hantar lisreik kuat | Daya hantar listrik lemah |
| 3 | Dalam alat uji elektrolit ditandai :   1. Lampu nyala terang 2. Banyak gelembung gas | Dalam alat uji elektrolit   1. Lampu nyala redup/mati 2. Gelembung gas sedikit |
| 4 | Derajat ionisasi α=1 | Derajat ionisai (0 < α < 1 ) |
| 5 | Contoh :  Asamida (HCl. HBr, HI)  Asam oksi (H2SO4, HNO3,HClO4)  Basa (NaOH, KOH)  Garam yang terlarut dalam air (NaCl, K2SO4)  **Contoh**  Garam :  (NaCl, KCl, CuSO4 dan KNO3),  Asam Kuat :  (HCl, HI, HBr, H2SO4 dan HNO3)  Basa Kuat :  (NaOH, Ca(OH)2, Mg(OH)2 dan KOH)  Reaksi penguraian elektrolit kuat ditulis dengan tanda anak panah tunggal ke kanan. Contoh reaksi elektrolit kuat :  NaCl (aq) → Na+ (aq) + Cl– (aq)  H2SO4 (aq) → 2 H+ (aq) + SO4 2- (aq)  NaOH (aq) → Na+ (aq) + OH– (aq) | Contoh :  Sebagin asam selain yang kuat (CH3COOH)  Sebagian basa selain yang kuat (NH4OH2, Al(OH)3  Sebagian kecil garam, seperti garam rangkap (K2SO4, Al2(SO4)3  Contoh :  Asam Lemah :  (HCN, H3PO4, CH3COOH, dan C2O3)  Basa Lemah :  (NH4OH, Al(OH3), dan Fe(OH)3). |

1. **LARUTAN NON-ELEKTROLIT**

adalah larutan yang tidak dapat menghantarkan listrik sehingga dalam larutannya tidak terjadi ionisasi.

Contohnya larutan Gula, Urea, Alkohol dan lain lain

Larutan non-elektrolit merupakan larutan yang tidak bisa menghantarkan arus listrik. Larutan-larutan non-elektrolit terdiri atas zat-zat yang terlarut dalam air namun tidak terurai menjadi ion (tidak terionisasi). Dalam larutan, zat not-elektrolit tetap seperti molekul yang tidak bermuatan listrik. Itulah mengapa larutan ini tidak dapat menghantarkan arus listrik.

**Ciri-Ciri Larutan Non Elektrolit**

Tidak dapat terionisasi

Tidak dapat menghantarkan arus listrik atau isolator

Tetapan atau derajat ionisasi (a) a = 0

Jika diuji, Larutan Non Elektrolit, tidak menyala dan tidak muncul gelembung gas.

**Contoh Larutan Non Elektrolit**

Urea = CO (NH2)2

Glukosa = C6H12O6

Sukrosa = C12H22O11

Etanol = C2H2OH

**Larutan Asam dan Basa**

**Asam** adalah semua zat baik dalam bentuk molekul atau ion yang dapat memberikan proton (donor proton).

**Basa** adalah semua zat baik dalam bentuk molekul maupun ion yang dapat menerima proton (akseptor proton)

**Larutan Asam**

Berdasarkan kekuatan asamnya, larutan dibagi menjadi 2, yaitu asam kuat dan asam lemah

**a. Asam Kuat**

Asam yang seluruh molekulnya terurai menjadi ion. Contohnya:

HCl → H+ + Cl–

H2SO4 → 2H+ + SO42-

**b. asam lemah**

Asam yang hanya sebagian molekulnya terurai menjadi ion. contohnya :

CH3COOH → CH3COO– + H+

HCN → H+ + CN–

**Larutan Basa**

Terdiri dari basa kuat dan basa lemah , contoh

**a. Basa Kuat**

NaOH → Na+ + OH–

Mg(OH)2 → 2 Mg+ + 2 OH–

**b. Basa Lemah**

NH3 → NH4+ + OH–

**Tabel perbedaan larutan asam, larutan basa dan larutan netral**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| No | Larutan Asam | Larutan Basa | Larutan Netral |
| 1 | Rasa asam | Rasa pahit | Rasa bervariasi |
| 2 | Merubah lakmus biru menjadi merah | Merubah lakmus merah menjadi biru | Tidak merubah warna kertas lakmus |
| 3 | [H+] > [OH-] | [H]+ < [OH-] | [H+] = [OH-] |
| 4 | Terurai menjadi ion [H+] dan ion negatif sisa asam | Terurai menjadi ion positif logam dan ion [OH-] | Terurai menjadi [H+] dan [OH-] |
| 5 | Bersifat korosif, contoh : cuka, air aki | Bersifat melarutkan kulit, contoh : air kapur, air sabun | Tidak bersifat korosih. Contoh : alkohol, NaCl, urea |

**Derajat Keasaman (pH)**

Derajat keasaman merupakan konsentrasi ion H+ dalam larutan.

p = berasal dari kata ‘potenz’ yang berarti pangkat

H = menyatakan atom Hidrogen

Larutan netral pH = pOH = 7

Larutan asam pH<7

Larutan basa pH > 7

**Cara Pengukuran pH**

**a. Menggunakan Indikator**

Indikator mempunyai trayek peruabahan warna yang berbeda-beda. Dari uji larutan dengan beberapa indikator diperoleh daerah irisan pH larutan.

**b. Menggunakan Indikator Universal**

Indikator universal merupakan gabungan dari beberapa indikator. Indikator universal yang biasa digunakan adalah metal jingga, metal merah, bromtimol biru, dan fenolftalein.

**c. Menggunakan pH-meter**

Merupakan alat pengukur pH dengan ketelitian yang tinggi. pH-meter dapat menentukan pH larutan sampai 2 angka desimal.

[**LARUTAN PENYANGGA**](https://bisakimia.com/2012/11/21/buffer-larutan-penyangga/) **(BUFFER)**

Larytan penyangga adalah Larutan yang berfungsi untuk mempertahankan pH meskipun pH ditambahkan sedikit asam, basa ataupun pengenceran.

Larutan penyangga (buffer) terdiri dari:

**1. Buffer Asam**

Buffer asam merupakan campuran asam lemah dengan garam (basa konjugasi) yang berasal dari basa kuat.

**2. Buffer Basa**

Buffer basa merupakan campuran antara basa lemah dengan garam (asam konjugasi) yang berasal dari asam kuat.

**Fungsi larutan penyangga, yaitu:**

a. Di dalam tubuh untuk menjaga pH darah agar sesuai dengan karakteristik reaksi enzim.

b. menjaga pH dalam makanan kaleng agar tidak mudah rusak oleh bakteri.

c. Menjaga pH pada plasma darah supaya berada pada pH berkisar 7,35 – 7,45 ,yaitu dari ion HCO3- denganion Na+

d. Menjaga pH cairan tubuh supaya ekskresi ion H+ pada ginjal tidak terganggu, yakni asam dihidrogen posphat (H2PO4-) dengan basa monohidrogen posphat (HPO42-)

**Jenis-Jenis Larutan Buffer**

Larutan buffer dapat terbentuk dari campuran asam lemah dan basa konjugasinya atau basa lemah dan asam konjugasinya.

Berdasarkan asam basa penyusunnya, larutan buffer dibedakan menjadi 2, yakni sebagai berikut :

**1. Larutan buffer asam**

yaitu larutan penyangga yang terbentuk dari asam lemah dan basa konjugasinya. Larutan penyangga asam mempunyai pH kurang dari 7.

***Contoh:*** CH₃COOH (asam lemah) dan CH₃COO– (basa konjugasinya).

**2. Larutan penyangga basa**

Larutan buffer basa merupakan larutan penyangga yang terbentuk dari basa lemah dan asam konjugasinya. Larutan penyangga basa mempauanyai pH lebih besar dari 7.

***Contoh:*** NH₃ (basa lemah) dan NH₄+ (asam konjugasinya).