**BAB. THERMOKIMIA**

**Dosen : Ratna Komala**

Thermokimia adalah : ilmu yang mempelajari perubahan panas (kalor) pada reaksi kimia.

Satuan untuk menyatakkan panas adalah **kalor**

Kalor (Q)

Q = m.c.ΔT

= massa

C = kalor jenis

m.c = kapasitas kalor

T = suhu

Panas merupakan salah satu bentuk Energi. Sesuai dengan Hukum kekekalan energi yang berbunyi : energi tidak dapat diciptakan dan tidak dapat dimusnahkan , namun hanya bisa diubah menjadi bentuk lain, sehingga dalam reaksi kimia akan terjadi pertukaran energi/kalor antara system dengan lingkungan.

Implikasi hukum ini pada energi dalam sistem, yaitu [perubahan energi](https://www.studiobelajar.com/usaha-energi-rumus-kinetik-potensial/) dalam, ΔE sama dengan penjumlahan [kalor](https://www.studiobelajar.com/suhu-dan-kalor/) (q) yang diserap atau dilepas sistem dengan kerja (w) yang dilakukan atau diterima sistem.

**SISTEM DAN LINGKUNGAN**

Sistem adalah sesuatu yang menjadi objek pengamatan

Lingkungan adalah sesuatu yang ada di luar system, tetapi masih berhubunga dengan system

Misalnya : dalam segelas air , yang dimaksud *system* adalah air didalam gelas , sedangkan gelasnya dan udara di luar gelas adalah *lingkungan*

**Terdapat 3 jenis system yaitu :**

1. ***Sistem terbuka*** yaitu antara sistem dan lingkungan memungkinkan terjadi pertukaran energi (kalor) dan pertukaran materi (zat). Contohnya dapat kita lihat pada air panas dalam gelas terbuka, terjadi pelepasan energi/kalor ke lingkungan dan perpindahan materi ke lingkungan dalam bentuk uap air.
2. ***Sistem tertutup*** yaitu antara sistem dan lingkungan hanya terjadi pertukaran energi/kalor saja, tetapi tidak terjadi pertukaran materi/zat. Contohnya dapat kita lihat pada air panas dalam gelas tertutup. Air didalam gelas tidak mengalami perpindahan, tetapi panasnya tetap dilepas ke lingkungan yang ditandai dengan dinding gelas yang panas saat dipegang.
3. ***Sistem terisolasi*** yaitu antara sistem dan lingkungan tidak terjadi pertukaran baik materi maupun energi. Contohnya air panas dalam termos yang tertutup rapat. Air dalam termos tidak berpindah kelingkungan dan energi/kalor nya pun tetap tersimpan dalam sistem.

**HUBUNGAN ANTARA ENERGI, KALOR DAN KERJA**

Kalor dan kerja sama-sama berdmensi tenaga (energi)

Kalor merupakan tenaga yang dipindahkan (ditransfer) dari suatu benda ke benda yang lain karena adanya perbedaan temperatur.

Pertukaran energi antara sistem dan lingkungan selain dalam bentuk kalor adalah KERJA

Jadi Bila transfer tenaga tersebut tidak dengan perbedan temperatur, disebut kerja (work)

Satuan kalor adalah **kalori(kal),**

Kalori adalah jumlah kalor (panas) yang dibutuhkan untuk menaikan suhu dari 1 gram air sebesar 1 derajat celcius (tepatnya dari 14,5 Co menjadi 15,5 Co )

Satuan kalor untuk sistem British adalah Btu ( Brtish thermal unit = satuan termal Inggris)

1 Btu = Jumlah kalor yang diperlukan untuk menaikan suhu 1 pound air sebesar 1 derajat Fahrenheit

(tepatnya dari 63 Fo menjadi 64 Fo)

Dari hasil percobaan diketahui bahwa usha/kerja sebesar 4,186 Joule setara dengan 1 kalori kalor

1 kalori = 4,186 Joule

1 kkal = 1000 kalori = 4186 Joule

1 Btu = 778 ft.lb = 252 kalori = 1055 Joule

(1 kalori =4,186 Joule dan kkal = 4186, dikenal dengan sebutan ***Tara kalor mekanik***)

Kalori bukan satuan sistem internasional

Satuan sistem inertnasional untuk kalor adalah JOULE

Kalor dapat dibagi menjadi 2 jenis yaitu :

1. Kalor yang digunakan untuk menaikan suhu
2. Kalor yang digunakan untuk mengubah wujud

Dalam pembahsan kalor ada 2 konsep yang hampir sama tetapi berbeda yaitu :

1. Kapasitas kalor (H)
2. Kalor jenis (C)

ENTALPI (H)

Entalpi adalah energi yang terkandung dalam suatu zat pada tekanan yang tetap. Zat yang menyimpan energi banyak disebut memiliki entalpi tinggi/besar, sedangkan zat yang menyimpan energi sedikit dikatakan memiliki entalpi rendah.

Karena entalpi masing-masing zat berbeda, maka setiap reaksi kimia selau disertai perubahan entalpi.

Entalpi tidak bisa diukur, yang bisa dihitung adalah perubahannya. Secara matematis dapat dirumuskan sebagai berikut :

**ΔH = ΔU + PΔV**

*Dimana : H* = entalpi sistem (joule)

*U* = energi internal (joule)

*P* = tekanan dari sistem (Pa)

*V* = volume sistem (*m*3)

**PERUBAHAN ENTALPI (ΔH)**

Perubahan entalpi adalah perubahan panas dari reaksi ada suhu dan tekanan yang tetap , yaitu ***selisish antara entalpi zat-zat hasil dikurangi zat-zat reaktan***

Rumus : **ΔH = Hh – Hr**

**(ΔH) = Perubahan entalpi**

**Hh = Entalpi hasil reaksi**

**Hr = Entalpi zat reaktan**

**Kalor Reaksi (ΔH)**

Kalor reaksi = kalor yang diserap (diperlukan) atau dilepaskan (dihasilkan) dalam reaksi.

Atau dikenal sebagai = **Perubahan entalpi (ΔH).**

Pada thermokimia dikenal beberapa hukum antara lain :

1. Hukum *Laplace (Marquis de Laplace)*

ΔH reaksi ke kiri = – ΔH reaksi ke kanan

Sehingga: ΔH penguraian = – ΔH pembentukan

contoh , ΔH pembentukan standar CO2 (g) = – 94,1 kkal/mol.

ΔH penguraian standar CO2 (g) = – (– 94,1 kkal/mol) = + 94,1 kkal/mol.

1. Hukum *Hess (Germain Hess)*

ΔH reaksi tidak bergantung pada jalanya/tahapan reaksi, ΔH reaksi hanya bergantung pada keadaan awal (sebelum reaksi) dan keadaan akhir (setelah reaksi).

**Jenis reaksi pada Thermokimia**

1. Reaksi Eksoterm reaksi dimana terjadi perpindahan kalor dari system ke lingkungan atau pada reaki tersebut dikeluarkan panas

reaksi eksoterm (menghasilkan kalor). Biasanya dituliskan:

2 H2 (g) + O2 (g) —→ 2 H2O (l) ΔH = – 136,6 kkal

1. Reaksi Endoterm, reaksi dimana terjadi perpindahan kalor dari lingkungan ke system dan reaksi tersebut dibutuhkan pans

Reaksi reaksi endoterm (memerlukan kalor).

2 H2O (l) —→ 2 H2 (g) + O2 (g) ΔH = + 136,6 kkal

**JENIS-JENIS ENTALPI REAKSI**

1. **ΔH Pembentukan Standar**

Adalah ΔH untuk membentuk 1 mol suatu senyawa dari unsur-unsur penyusunnya pada keadaan standar.

C(s) + O2 (g) —→ CO2 (g) ΔH = – 94,1 kkal

ΔH pembentukan standar CO2 (g) = – 94,1 kkal/mol.

Umumnya dituliskan ΔHf 0 CO2 (g) = – 94,1 kkal/mol.

1. **ΔH Penguraian Standar**

Adalah ΔH untuk menguraikan 1 mol suatu senyawa menjadi unsur-unsur penyusunnya pada keadaan standar.

CO2 (g) —→ C(s) + O2 (g) ΔH = + 94,1 kkal

= ΔH penguraian standar CO2 (g)

CO2 (g) —→ CO(g) + ½ O2 (g) ΔH = + 26,4 kkal

≠ ΔH penguraian standar CO2 (g)

1. **ΔH Pembakaran Standar**

Adalah ΔH dalam pembakaran sempurna 1 mol suatu senyawa pada keadaan standar.

CH4 (g) + 2 O2 (g) —→ CO2 (g) + 2 H2O (l) ΔH = – 212,4 kkal

= ΔH pembakaran CH4 (g)

CH4 (g) + 3/2 O2 (g) —→ CO (g) + 2 H2O (l) ΔH = – 135,1 kkal

≠ ΔH pembakaran CH4 (g)

**Energi Ikatan (Entalpi Ikatan) (D)**

Entalpi reaksi dapat diestimasi dari total energi ikatan dari ikatan yang putus dikurangi total energi ikatan dari ikatan yang terbentuk.

**Energi ikatan** Adalah energi yang diperlukan untuk memutuskan 1 mol ikatan senyawa dalam wujud gas pada keadaan standar menjadi atom-atom gasnya.

H2 (g) —→ 2 H (g) ΔH = + 435 kJ

Energi ikatan H—H = + 435 kJ/mol

CH4 (g) —→ C (g) + 4 H (g) ΔH = + 1 656 Kj

**ARAH PROSES REAKSI**

Proses reaksi dapat berlangsung spontan ataupun tidak spontan. Ciri-cirinya:

Spontan jika:

ΔH < 0

ΔS > 0

ΔG < 0

Proses spotan adalah satu proses yang berlangsung satu arah system di lingkungan tidak berada dalam ke setimbangan. proses yang dapat berlangsung dengan sendirinya dan tidak dapat balik tanpa pengaruh dari luar

Contoh:

1. Air mengalir dari tempat yang tinggi ke tempat yang rendah,
2. Panas selalu mengalir dari temperatur tinggi ke temperatur rendah
3. Gas mengalir dari tekanan tinggi ke tekanan rendah
4. Spirtus kebakar

Tidak spontan jika:, Ciri cirinya :

ΔH > 0

ΔS < 0

ΔG > 0

Keterangan :

H = entalpi = energi yang dikandung dalam sistem

S = entropi = derajad ketidakaturan sistem.

G = energi bebas (energi yang tidak digunakan untuk kerja).

ΔG = ΔH – T . ΔS

Proses tidak spotan adalah suatu proses yang dapat berlangsung karena adanya pengaruh dari luar system. proses yang tidak dapat berlangsung tanpa pengaruh dari luar. System dan lingkungan selalu berada dalam keadaan kesetimbangan.

Contoh:

1. Air membeku
2. Panas tak dapat mengalir dari suhu rendah ke suhu tinggi tanpa pengaruh dari luar.

Aplikasi /penerapan thermokimia dalam kehidupan

Contoh :

1. Penggunaan Gas LPG pada Kompor Gas

##### 2. **Termometer Zat Cair**

##### 3. **Proses Pemisahan Batubara Cair**

##### **4.** Buli-Buli (Kantong Air)

**BAB. 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)*.

Komposisi zat terlarut dan pelarut dalam larutan dinyatakan dalam *konsentrasi* larutan, sedangkan proses pencampuran zat terlarut dan pelarut membentuk larutan disebut *pelarutan* atau *solvasi*.

Contoh larutan yang umum dijumpai adalah :

a.  padatan yang dilarutkan dalam cairan, Contoh :  garam atau gula dilarutkan dalam air.

b. Gas dilarutkan dalam cairan, Contoh  [karbon dioksida](https://id.wikipedia.org/wiki/Karbon_dioksida" \o "Karbon dioksida) atau [oksigen](https://id.wikipedia.org/wiki/Oksigen" \o "Oksigen) dalam air.

c. Cairan dilarutkan dalam cairan lain, sementara gas larut dalam gas lain.

d. Larutan padat, misalnya aloi (campuran logam) dan mineral tertentu.

Jenis Jenis Larutan

a. Larutan gas dalam gas (contoh : udara , oksigen)

b. Larutan cairan dalam gas (uap air di udara.

c. Larutan zat padat dalam gas (bau atau aroma)

d. Larutan gas dalam zat padat (Hidrogen dalam logam (platina).

e. Larutan cairan dalam zat padat (air dalam kayu, air dalam buah-buahan, dan sebagainya.

f. Larutan zat padat dalam zat padat (baja (campuran besi dan karbon).

g. Larutan gas dalam cairan (air terkarbonasi)

h. Larutan cairan dalam cairan (alkohol dalam air (bir).

i. Larutan zat padat dalam cairan (gula/garam dalam air)

## Karakteristik larutan Ideal

## Pada pengenceran komponennya tidak mengalami perubahan sifat

## Tidak terjadi perubahan panas pada pembuatan atau pengenceran

## Volume total adalah jumlah volume komponennya

## Mengikuti hukum raoult tentang tekanan uap

## Sifat fisikanya adalah rata-rata sifat fisika penyusun

**Sifat-sifat larutan**

a. Sifat Koligatif Larutan

Larutan cair encer menunjukkan sifat-sifat yang bergantung pada efek kolektif jumlah partikel terlarut, disebut sifat koligatif (dari kata Latin *colligare*, "mengumpul bersama").

Sifat koligatif meliputi penurunan tekanan uap, peningkatan titik didih, penurunan titik beku, dan gejala tekanan osmotik.

b. Sifat aditif : disesuaikan pada atom total dalam molekul atau pada jumlah sifat konstituen dalam larutan,

c. Sifat konstitutif : disesuaikan pada atom penyusun molekuk (pada jenis atom dan jumlah atom)

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).