

**SUMBER BELAJAR PENUNJANG PLPG 2016**

**MATA PELAJARAN/PAKET KEAHLIAN**

**KIMIA**

**BAB IV**

**KIMIA LARUTAN DAN KOLOID**



**Prof. Dr. Sudarmin, M.Si**  
**Dra. Woro Sumarni, M.Si**  
**Cepi Kurniawan, M.Si, Ph.D**

**KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN**  
**DIREKTORAT JENDERAL GURU DAN TENAGA KEPENDIDIKAN**  
**2016**

## BAB IV

### KIMIA LARUTAN DAN KOLOID

#### 1. Pengantar

Setelah belajar dengan sumber belajar penunjang ini, diharapkan pembaca mampu mengidentifikasi secara logis perbedaan antara perubahan fisika dan perubahan kimia serta menganalisis perbedaan dan karakteristik simbol dalam penggambaran senyawa, larutan, dan koloid.

#### 2. Kompetensi Inti

Menguasai materi, struktur, konsep, dan pola pikir keilmuan yang mendukung mata pelajaran yang diampu.

#### 3. Kompetensi Dasar

1.2 Memahami proses berpikir kimia dalam mempelajari proses dan gejala alam.

1.3 Menggunakan bahasa simbolik dalam mendeskripsikan proses dan gejala alam/kimia

1.8 Memahami lingkup dan kedalaman kimia sekolah.

#### Indikator Pencapaian Kompetensi

1. Mampu **mengidentifikasi secara logis dari** perbedaan antara perubahan fisika dan perubahan kimia
2. Mampu **menganalisis** perbedaan dan karakteristik simbol-simbol dalam penggambaran senyawa, larutan dan campuran.
3. Mampu **mengidentifikasi perbedaan antara** larutan dan koloid dan contohnya dalam kehidupan.

#### 5. URAIAN MATERI

##### 5.1 KIMIA LARUTAN

Ilmu Kimia adalah suatu bagian dari pengetahuan alam yang secara spesifik mempelajari proses-proses kimia dan segala sesuatu yang berhubungan dengan proses-proses itu. Jika dalam biologi yang menjadi bahan penyelidikan materi yang hidup atau tumbuh, maka ilmu kimia dan fisika mempelajari materi yang mati. Ilmu kimia mempelajari proses-proses kimia, yaitu proses-proses yang menyebabkan sifat-sifat suatu zat berubah

dengan kekal, sedangkan fisika mempelajari proses-proses fisika yaitu perubahan yang dialami suatu zat tetapi perubahan itu bersifat sementara. Berbagai contoh peristiwa kimia seperti pembakaran, peruraian oleh panas, dan peruraian oleh arus listrik menunjukkan bahwa zat-zat yang semula direaksikan hilang dan terbentuk zat-zat baru dengan sifat-sifat yang baru. Berbeda dengan proses fisika seperti proses pengkristalan, pelarutan, pembekuan, pencairan, penguapan dan pengembunan, zat-zat semula masih tetap, tetapi hanya bentuknya yang berubah.

### **Senyawa, Campuran , dan Larutan .**

Bila dua atau lebih zat murni dicampur satu dengan yang lain sedemikian rupa sehingga zat-zat penyusun tersebut masih dapat dipisah-pisahkan lagi dengan cara fisik maka diperoleh campuran. Zat-zat murni yang saling bercampur tersebut bisa dalam bentuk unsur maupun senyawa.

Secara fisik dapat dibedakan 2 macam campuran, yaitu campuran homogen (serba-sama) dan campuran heterogen (serba-neka). Suatu campuran disebut serba-sama bila campuran hanya terdiri atas satu fase, artinya tidak ada bidang pemisah yang memisahkan penyusun campuran. Namun , apabila campuran terdiri atas lebih dari satu fase, maka campuran semacam itu disebut campuran serba-neka. Pada campuran serba-neka ini ada bidang yang memisahkan penyusun campuran. Contoh : minyak dengan air, udara yang berdebu, air yang keruh, dan sebagainya. Dalam bidang industri , proses industri yang melibatkan teknik pemisahan, antara lain pengolahan minyak bumi, pemisahan logam dari mineralnya, penjernihan air, pengolahan limbah industri. Pemisahan campuran dapat dilakukan dengan berbagai cara, antara lain: Penguapan/ Evaporasi, Penyaringan /filtrasi, Penyulingan (destilasi), Kristalisasi, Sublimasi, Kromatografi , Ekstraksi, Adsorpsi.

### **Larutan**

Kita telah mengetahui , hampir semua proses kimia berlangsung bukan antara padatan murni, cairan murni , atau gas murni, melainkan antara ion-ion dan molekul yang terlarut dalam air atau pelarut lain. Dengan kata lain , hampir semua proses kimia berlangsung dalam larutan, sehingga penting bagi kita untuk memahami sifatnya. Dalam suatu campuran yang serba-sama, jumlah dari salah satu komponen dapat jauh lebih banyak dibanding dengan komponen yang lainnya. Komponen dengan jumlah yang sedikit disebut zat terlarut (*solute*) , sedangkan komponen dengan jumlah yang lebih banyak disebut zat pelarut (*solvent*). Dalam pengertian yang terbatas, zat terlarut biasanya berupa zat padat sedang pelarut berupa zat cair, tetapi dalam pengertian yang luas, zat terlarut dapat berupa zat padat, cair maupun gas, demikian pula pelarutnya. Baik zat terlarut maupun pelarut pada umumnya berupa senyawa. Hampir semua zat terlarut, dapat larut dalam air, oleh karena itu air disebut pelarut universal.

Larutan dapat digolongkan ke dalam elektrolit dan non elektrolit berdasarkan daya hantar listriknya. Elektrolit dapat berupa senyawa ion atau senyawa kovalen yang mengandung ion-ion yang bergerak bebas, sehingga dapat menghasilkan arus listrik melalui larutan. Larutan dapat mengandung banyak komponen, tetapi pada tulisan ini hanya dibahas larutan yang mengandung dua komponen atau yang biasa disebut sebagai **larutan biner**. Contoh dari larutan biner dapat dilihat pada Tabel 4.1.

Tabel 4.1. Contoh larutan biner

Zat terlarut		Pelarut	Contoh
Gas	Gas		Udara
Gas	Cair		Oksigen dalam air, air soda
Gas	Padat		Hidrogen dalam platina, hidrogen dalam paladium
Cair	Cair		etanol dalam air
Cair	Padat		Raksa dalam tembaga
Padat	Padat		Tembaga dalam emas, Kuningan (Cu/Zn), solder (Sn/Pb)
Padat	Cair		Gula dalam air

Kimiawan juga membedakan larutan berdasarkan kemampuannya melarutkan zat terlarut, yaitu larutan jenuh (*saturated solution*), larutan takjenuh (*unsaturated solution*), dan larutan lewat jenuh (*supersaturated solution*).

### **KONSENTRASI LARUTAN**

Sifat-sifat larutan sangat tergantung kepada susunan atau komposisinya. Karena itu pernyataan dengan tepat komposisi suatu larutan sangat penting. Komposisi umumnya dinyatakan dalam konsentrasi larutan yaitu banyaknya zat terlarut yang ada pada sejumlah tertentu larutan. Walaupun hanya tiga satuan konsentrasi yang paling lazim digunakan yaitu persen massa, molaritas dan molalitas, namun masih ada beberapa cara menyatakan konsentrasi larutan, antara lain persen volume, persen massa per volum, normalitas, formalitas, bagian perjuta dan fraksi mol. Bagaimana konsentrasi larutan, jika larutan tersebut diencerkan ?

Pengenceran suatu larutan berarti penambahan pelarut ke dalam suatu larutan. Pengenceran menyebabkan konsentrasi larutan makin kecil. Perubahan molaritas dapat dihitung melalui persamaan :

$$V_1M_1 = V_2M_2,$$

dimana  $V_1M_1$  : keadaan sebelum pengenceran,

$V_2M_2$  : keadaan setelah pengenceran.

Selain pengenceran, perubahan konsentrasi dapat terjadi karena beberapa larutan yang sejenis dicampurkan. Konsentrasi larutan yang seperti ini dapat dihitung sebagai berikut :

$$V_{\text{camp}} \cdot M_{\text{camp}} = V_1M_1 + V_2M_2 + V_3M_3 + \dots$$

### LARUTAN IDEAL

Larutan yang mengikuti hukum Raoult disebut larutan ideal. Larutan dari zat pelarut A dan zat terlarut B dikatakan ideal jika tarikan antara A-B sama dengan tarikan antara A-A dan B-B, sedangkan kalor pelarutan,  $\Delta H_{(l)} = 0$ .

Hukum Raoult menyatakan bahwa tekanan uap suatu komponen yang menguap dalam larutan sama dengan tekanan uap komponen murni dikalikan dengan fraksi mol komponen yang menguap dalam larutan, pada suhu yang sama. Jika zat terlarut dan pelarut merupakan komponen *volatil* (mudah menguap, artinya mempunyai tekanan uap yang dapat diukur, maka tekanan uap larutan adalah jumlah dari tekanan parsial masing-masing komponen. Secara matematis, persamaan dari hukum Raoult dituliskan sebagai- berikut :

$$P_1 = P_1^0 \cdot x_1$$

$$P_2 = P_2^0 \cdot x_2$$

$$P_t = P_1 + P_2$$

$$= P_1^0 \cdot x_1 + P_2^0 \cdot x_2$$

Dimana

$P_1$  = tekanan parsial A

$P_2$  = tekanan parsial B

$P_1^0$  = tekanan uap A murni

$P_2^0$  = tekanan uap B murni

$P_t$  = tekanan total

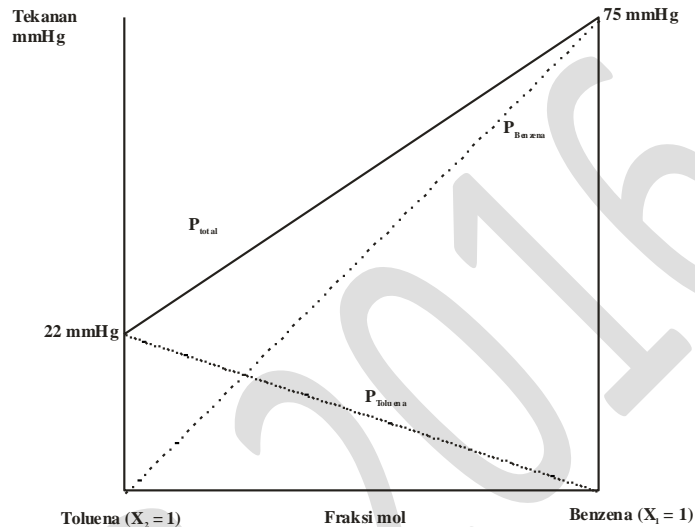
$x_1$  = fraksi mol A

$x_2$  = fraksi mol B

Komposisi uap setiap komponennya dapat ditentukan dengan hukum Dalton, dengan persamaan matematisnya sebagai berikut .

$$X_2 = \frac{P_2}{P_1} = \frac{14,33}{40,58} =$$

Tekanan uap lebih banyak mengandung komponen yang lebih mudah menguap. Pernyataan ini dikenal dengan **hukum Konowalow**.

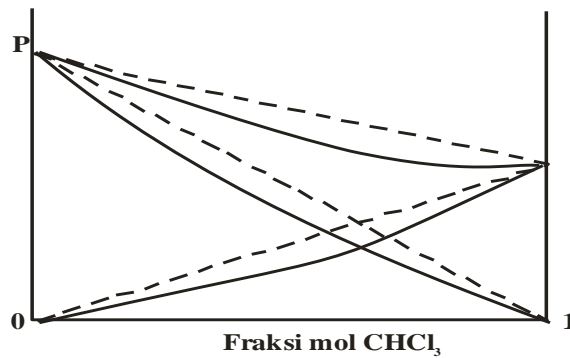


Gambar 4.1. Grafik Tekanan Uap Larutan Ideal

Pada kenyataannya jarang terdapat larutan ideal dan pada umumnya larutan menyimpang dari keadaan ideal (hanya sedikit larutan yang memenuhi hukum Raoult). Larutan yang tidak memenuhi hukum Raoult disebut larutan non ideal.

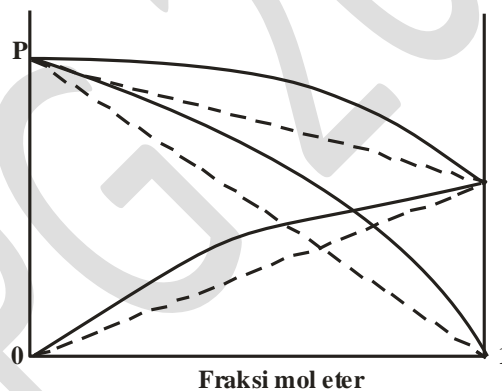
### LARUTAN NON IDEAL

Jika tarikan antara A-B, lebih besar dari tarikan A-A dan B-B, maka proses pelarutan adalah eksoterm dan  $\Delta H_{(l)} < 0$ , sehingga tekanan uap larutan lebih kecil dibandingkan dengan tekanan yang dihitung dengan hukum Raoult. Pada larutan aseton – kloroform misalnya, terjadi ikatan hidrogen antara aseton dan kloroform sehingga tekanan uap larutan lebih kecil dibandingkan dengan tekanan menurut hukum Raoult. Penyimpangan dari hukum Raoult ini disebut penyimpangan negatif (lihat Gambar 4.2) .



Gambar 4.2. Deviasi Negatif Larutan Aseton – Kloroform

Sebaliknya jika dicampurkan komponen polar dan non polar seperti larutan eter – karbon tetraklorida atau aseton – karbon disulfida misalnya, maka tarikan A-B lebih lemah maka  $\Delta H_{(l)} > 0$ , proses pelarutan adalah endoterm. Sistem berada pada tingkat energi yang lebih tinggi setelah terjadi interaksi dibandingkan sebelumnya, oleh karena itu diperlukan hanya sedikit kalor untuk penguapan. Pada setiap suhu, tekanan uap lebih besar dari tekanan yang dihitung menurut hukum Raoult. Penyimpangan dari hukum Raoult ini disebut penyimpangan positif (lihat Gambar 4.3).



Gambar 4.3. Deviasi Positif Larutan Eter – Karbon Tetraklorida

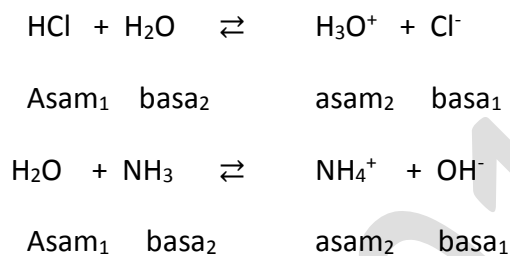
### **SIFAT KOLIGATIF LARUTAN NON ELEKTROLIT**

Hukum Raoult merupakan dasar dari empat macam sifat larutan encer yang disebut sifat koligatif atau sifat kolektif sebab sifat-sifat tersebut bergantung pada banyaknya partikel zat terlarut yang ada, apakah partikel tersebut atom, ion atau molekul. Yang perlu diingat bahwa hukum Raoult hanya berlaku untuk larutan yang relatif encer (larutan dengan konsentrasi  $\leq 0,2$  M)

Keempat sifat koligatif yaitu penurunan tekanan uap ( $\Delta p$ ), kenaikan titik didih ( $\Delta t_b$ ), penurunan titik beku ( $\Delta t_f$ ), tekanan osmosis ( $\pi$ )

## 5.2 TEORI ASAM- BASA

Menurut Svante Arrhenius yang disebut sebagai Asam adalah suatu zat yang jika dilarutkan ke dalam air akan membebaskan/menghasilkan ion  $H^+$ , sedangkan basa adalah suatu zat yang jika dilarutkan ke dalam air akan membebaskan/menghasilkan ion  $OH^-$ . Sedangkan menurut Bronsted- Lowry, asam adalah suatu zat yang dapat memberikan proton ( $H^+$ ) atau proton donor, sedangkan basa adalah suatu zat yang dapat menerima proton ( $H^+$ ) atau proton akseptor. Teori ini mendasarkan bahwa tidak mungkin  $H^+$  berada dalam keadaan bebas. Contoh :



Pasangan asam<sub>1</sub>–basa<sub>1</sub> dan asam<sub>2</sub> – basa<sub>2</sub> disebut sebagai pasangan asam-basa konjugasi.

Berbeda dengan Arrhenius dan Bronsted-Lowry, G.N. Lewis meninjau asam sebagai suatu spesies yang dapat menerima pasangan elektron bebas, sedangkan basa adalah suatu spesies yang dapat memberikan pasangan elektron bebas. Jika kedua spesies tersebut berikatan maka terbentuklah ikatan kovalen koordinasi.

### TEORI DISSOSIASI AIR (H<sub>2</sub>O).

Air merupakan satu zat yang memiliki daya hantar rendah, hal ini memberikan petunjuk bahwa air bersifat sebagai elektrolit sangat lemah. Pada suhu kamar akan terjadi



Hasil pengukuran yang dilaksanakan dalam kondisi temperatur kamar (25°C) dan tekanan udara 1 atmosfer, menunjukkan bahwa  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}M$ .

Untuk sistem kesetimbangan di atas berlaku:

$$K = \frac{[H^+] \times [OH^-]}{[H_2O]}, \text{ atau } K \times [H_2O] = [H^+] \times [OH^-]$$

Berdasarkan hasil pengukuran dapat dinyatakan bahwa H<sub>2</sub>O yang terdissosiasi sangat sedikit, sehingga [H<sub>2</sub>O] dalam sistem dapat dianggap tetap, dan persamaan di atas dapat dituliskan:



$$K \times [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$$

### IONISASI AIR DAN KONSEP PH

Di dalam air murni terjadi reaksi asam – basa antara molekul – molekul air itu sendiri, merujuk pada Teori Bronsted-Lowry. Reaksi itu dapat ditulis sebagai berikut



Yang disebut sebagai disosiasi diri dari air. Bagi reaksi di atas tetapan kesetimbangan disosiasinya adalah:

$$K = \frac{(\text{H}_3\text{O}^+) (\text{OH}^-)}{(\text{H}_2\text{O}) (\text{H}_2\text{O})} \quad (1)$$

Konsentrasi molar air mendekati tetap (55,6 M), sehingga  $(\text{H}_2\text{O})^2$  harganya juga tetap.

$$K \cdot (\text{H}_2\text{O})^2 = (\text{H}_3\text{O}^+) \cdot (\text{OH}^-)$$

$$K_w = (\text{H}_3\text{O}^+) \cdot (\text{OH}^-) \quad (2)$$

$K_w$  disebut tetapan ionisasi atau tetapan disosiasi air, yang mempunyai harga tertentu pada temperatur tertentu. Pada 25°C  $K_w = 10^{-14}$ . Penyederhanaan terhadap ionisasi air adalah :



$$\text{Dan } K_w = (\text{H}^+) (\text{OH}^-) \quad (3)$$

Dalam air murni  $(\text{H}^+) = (\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ M}$

Di dalam larutan asam juga berlaku  $K_w = 10^{-14}$ , tetapi  $(\text{H}^+)$  dari air diabaikan terhadap  $(\text{H}^+)$  dari asamnya. Sedang pada larutan basa  $(\text{OH}^-)$  dari air diabaikan terhadap  $(\text{OH}^-)$  dari basanya.

Konsep pH pertama kali diperkenalkan oleh ahli kimia Denmark, Sorensen (1909). Hubungan antara  $[\text{H}^+]$  dengan pH adalah

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \quad (4)$$

yang kemudian diperluas, mencakup

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \quad , \quad \text{pK}_a = -\log K_a \quad , \quad \text{pK}_b = -\log K_b$$

### Asam Kuat dan Basa Kuat ( derajat disosiasi $\alpha \approx 1$ )

Asam kuat dan basa kuat terurai sempurna dalam larutan air. Oleh karena itu  $(\text{H}^+)$  dari asam dan  $(\text{OH}^-)$  dari basa berbanding lurus dengan asam atau basa yang terlarut.



$[H^+]_{tot.} = [H^+]_{air} + [H^+]_{HnX}$ , jika  $[H^+]_{air} \ll [H^+]_{HnX}$  maka  $[H^+]_{tot.} = [H^+]_{HnX}$ , yang berarti:  $[H^+]_{tot} = n [H_nX]$ , jika  $[H^+]_{air} \gg [H^+]_{HnX}$  maka  $[H^+]_{tot.} = [H^+]_{air}$

Contoh: Hitunglah pH larutan 0,01 M HCl dan larutan  $10^{-9}$  M HCl.

Jawab:  $HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$

0,01    0,01    0,01

$H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$

$10^{-7}$      $10^{-7}$

$[H^+]_{air} \ll [H^+]_{HCl}$  maka:  $[H^+]_{tot} = 0,01 = 10^{-2}$  jadi: **pH = -log  $10^{-2} = 2$**

$HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$

$10^{-9}$      $10^{-9}$      $10^{-9}$

$H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$

$10^{-7}$      $10^{-7}$

$[H^+]_{air} \gg [H^+]_{HCl}$  maka:  $[H^+]_{tot.} = [H^+]_{air} = 10^{-7}$  jadi: **pH = -log  $10^{-7} = 7$**

Analog untuk larutan basa kuat dalam air, jika  $[OH^-]_{air} \ll [OH^-]_{basa}$  maka  $[OH^-]_{tot.} = [OH^-]_{basa}$ , sebaliknya jika:  $[OH^-]_{air} \gg [OH^-]_{basa}$  maka:  $[OH^-]_{tot} = [OH^-]_{air}$ .

Apakah pH HCl  $10^{-9}$  M sama dengan 9 ?, tentu saja tidak mungkin bahwa suatu asam yang diencerkan terus menerus akan bertambah menjadi basa. Dalam larutan HCl yang konsentrasinya lebih kecil dari  $10^{-7}$  M. Maka ( $H^+$ ) yang berasal dari air harus diperhitungkan. Berapakah pH larutan  $10^{-7}$  M HCl ?

**Asam Lemah dan Basa Lemah Monoprotik ( derajat dissosiasi :  $\alpha$ .  $\approx$  0)**

Untuk asam lemah monoprotik HA dalam larutan air terjadi ionisasi :

$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$

$(1 - \alpha)a$      $a\alpha$      $a\alpha$  M

$$K_a = \frac{(H^+)(A^-)}{(HA)}$$

$$K_a = \frac{(a\alpha)(a\alpha)}{(1-\alpha)a} \rightarrow a^2\alpha^2 = K_a a - K_a\alpha a$$

$$a\alpha^2 = K_a - K_a\alpha$$

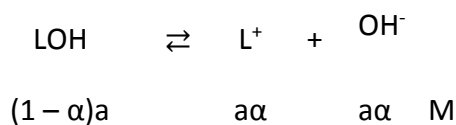
$$a\alpha^2 = K_a (1 - \alpha)$$

Bila harga a dan K diketahui, maka  $\alpha$  dapat ditentukan. Untuk harga  $\alpha$  yang kecil (jauh lebih kecil dari satu) atau mendekati nol, maka harga  $(1 - \alpha) \approx 1$ , sehingga :

$$K_a = a \alpha^2$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{a}}$$

Untuk basa lemah monoprotik dalam larutan air LOH, terjadi ionisasi :



$$K_b = \frac{(\text{L}^+)(\text{OH}^-)}{(\text{LOH})}$$

$$K_a = \frac{(a\alpha)(a\alpha)}{(1-\alpha)a}$$

$$a \alpha^2 + K_b \alpha - K_b$$

Bila harga a dan  $K_b$  diketahui, maka  $\alpha$  dapat ditentukan, untuk harga  $\alpha$  yang mendekati nol (jauh lebih kecil dari satu), maka harga  $(1 - \alpha) \approx 1$ . Sehingga :

$$a.K_b = a \alpha^2$$

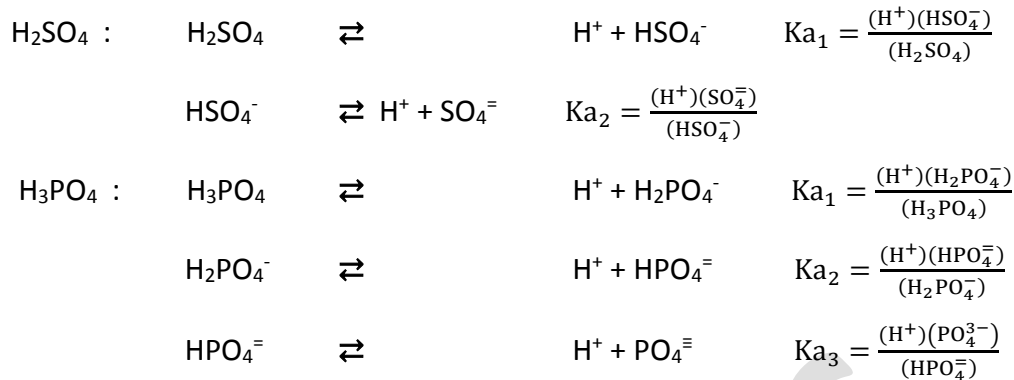
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{a}}$$

Bila  $\alpha$  diketahui, maka ( $\text{H}^+$ ) dapat ditentukan dengan harga pH larutan ditentukan dari  $14 - \text{pOH}$  dengan  $\text{pOH} = -\log (\text{OH}^-)$ .

### Asam Lemah Poliprotik

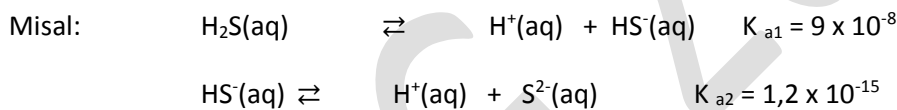
Asam – asam yang memiliki lebih dari satu atom hidrogen akan mengalami ionisasi lebih dari satu tahap. Contoh :  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  dan sebagainya. Asam – asam tersebut melepaskan  $\text{H}^+$  lebih dari satu kali.

Contoh :



(H<sup>+</sup>) asam poliprotik atau (OH<sup>-</sup>) basa poliprotik ditentukan secara pendekatan melalui harga K<sub>a1</sub> untuk asam dan K<sub>b1</sub> untuk basa. Karena harga K<sub>a1</sub> untuk asam poliprotik atau K<sub>b1</sub> untuk basa poliprotik pada umumnya jauh lebih besar daripada K<sub>a2</sub> atau K<sub>b2</sub>.

Bila K<sub>1</sub>, K<sub>2</sub>, K<sub>3</sub> memiliki harga yang berjauhan, maka masing-masing tahap disosiasi dari asam tersebut dapat dianggap sebagai asam monoprotik. Besarnya [H<sup>+</sup>] hanya tergantung pada tahap disosiasi pertama, dalam hal demikian: K<sub>1</sub> >> K<sub>2</sub> >> K<sub>3</sub>. Untuk harga [X<sup>n-</sup>] semua tahap disosiasi harus diperhitungkan.



Pada tahap disosiasi (1) [H<sup>+</sup>] = [HS<sup>-</sup>] maka:

$$K_{a1} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]}, \text{ berarti: } K_{a1} = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{H}_2\text{S}]}, \text{ jadi: } [\text{H}^+]^2 = K_{a1} \times [\text{H}_2\text{S}]$$

$$K_{a2} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]}, \text{ sehingga } K_{a1} \times K_{a2} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]} \times \frac{[\text{H}^+] \times [\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]} = K_a$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2 \times [\text{S}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{S}]}, \text{ jadi: } [\text{S}^{2-}] = \frac{K_a \times [\text{H}_2\text{S}]}{[\text{H}^+]^2}$$

Dari persamaan di atas terlihat bahwa besarnya  $[S^{2-}]$  berbanding terbalik dengan  $[H^+]^2$ . Artinya jika ke dalam larutan jenuh  $H_2S$  ditambahkan asam kuat sedemikian rupa sehingga konsentrasi  $H^+$  naik menjadi 2x, akan mengakibatkan  $[S^{2-}]$  turun 4 x.

Analog untuk basa lemah  $M(OH)_2$  berlaku:  $[OH^-]^2 = K_{b1} \times [M(OH)_2]$

dan:

$$[M^{2+}] = \frac{K_b \times [M(OH)_2]}{[OH^-]^2}, \text{ dimana } K_b = K_{b1} \times K_{b2}$$

### INDIKATOR ASAM-BASA DAN TITRASI ASAM-BASA

Indikator digunakan untuk menunjukkan titik ekuivalen pada titrasi asam – basa dan digunakan dalam jumlah yang sangat sedikit. Indikator biasanya basa atau asam organik, yang mempunyai warna berbeda dalam suasana asam atau basa.



$$K_{\text{Ind}} = \frac{(H^+)(\text{Ind}^-)}{(H \text{ Ind})}$$

$$(H^+) = \frac{(H \text{ Ind})}{(\text{Ind}^-)} \times K_{\text{Ind}}$$

$$(H^+) = \frac{(\text{warna asam})}{(\text{warna basa})} \times K_{\text{Ind}}$$

$$pH = \log \frac{(\text{warna basa})}{(\text{warna asam})} \times p K_{\text{Ind}}$$

Mata manusia kemampuannya terbatas, hanya dapat mengamati perubahan warna dengan perbandingan 1/10 atau 10 untuk (warna basa) / (warna asam). Misalnya indikator bromtimolbiru mempunyai  $pK_{\text{in}} = 6,3$ . Indikator ini mempunyai warna asam kuning dan warna basa bir. Jika (warna basa) / (warna asam) = 1 / 10, maka  $pH = \log 1 / 10 + 6,3 = 5,3$  warna larutan kuning. Warna biru sangat sedikit sehingga tidak dapat diamati oleh mata. Pada pH 6,3 maka (warna basa) = (warna asam)  $pH = \log 1 + 6,3 = 6,3$ . Warna larutan merupakan campuran antara kuning dan biru yang sama banyak = warna hijau. Jika (warna basa) / (warna asam) = 10, maka  $pH = \log 10 + 6,3 = 7,3$ . Jika  $pH = 7,3$  terlihat warna biru dan warna kuning tidak terlihat oleh mata. Dalam hal ini bromtimolbiru mempunyai perubahan warna secara teratur di sekitar dua satuan pH 5,3 sampai 7,3. Di bawah ini

diberikan beberapa indikator dengan trayek perubahan warnanya. Pada Tabel 8 disampaikan beberapa indicator dan trayek pHnya.

**Tabel 4.2. Beberapa Indikator dengan Trayek pHnya**

Indikator	Perubahan Warna	Trayek pH
Timol biru	Merah – kuning	1,2 – 2,8
Brom phenol biru	Kuning – biru	3,0 – 4,6
Kongo merah	Biru – merah	3,0 -5,0
Metil orange	Merah – kuning	3,2 – 4,4
Brom kresol hijau	Kuning – biru	3,8 – 5,2
Metilmerah	Merah – kuning	4,8 – 6,0
Brom kresol ungu	Kuning – ungu	5,2 – 6,8
Brom timol biru	Kuning – biru	6,0 – 7,6
Phenolphtalein	t. berwarna – merah muda	8,2 – 10,0

#### TITRASI ASAM-BASA

Pada prinsipnya zat yang mempunyai sifat asam atau basa dapat ditentukan kadarnya dengan asidi-alkalimetri atau biasa disebut **titrasi volumetri**. Titrasi adalah suatu cara untuk menentukan konsentrasi asam atau basa dengan menggunakan larutan standar. Larutan standar dapat berupa asam atau basa yang telah diketahui konsentrasinya dengan teliti. Larutan standar asam diperlukan untuk menetapkan, konsentrasi basa, dan larutan standar basa diperlukan untuk menentukan konsentrasi asam. Proses titrasi ini berdasarkan atas reaksi penetralan antara asam dan basa membentuk garam dan air.



Keadaan dengan jumlah ekivalen asam sama dengan basa disebut **titik ekivalen**. pH larutan mengalami perubahan selama titrasi dan titrasi diakhiri pada saat pH titik ekivalen telah tercapai.

Walaupun reaksi di atas adalah reaksi penetralan, tetapi garam yang dihasilkan tidak selalu bersifat netral. Sifat asam basa dari larutan garam tergantung pada kekuatan relatif asam-basa penyusunnya. Sangat sukar untuk menentukan berakhirnya titrasi tepat pada titik ekivalen, karena indikator tidak hanya mengalami perubahan warna pada titik ekivalen saja, melainkan pada daerah yang disebut trayek perubahan warna. Oleh karena itu biasanya titrasi diakhiri pada suatu pH tertentu yang diperbolehkan yang disebut sebagai titik akhir titrasi. Pemilihan indikator menjadi hal yang sangat penting karena habis mengalami perubahan warna pada titik ekivalennya dan tidak boleh mengalami perubahan warna di luar titik ekivalennya. Diharapkan titik akhir titrasi berimpit dengan titik ekivalen, namun pada prakteknya sulit untuk tercapai, sehingga pada proses titrasi

selalu ada kesalahan titrasi. Oleh karena itu, agar kesalahan titrasi tidak terlalu besar, diperlukan indikator yang paling cocok, dan diperlukan ketelitian pada penentuan titik akhir titrasi.

Untuk titrasi asam kuat – basa kuat maka titik ekivalennya terjadi pada  $\text{pH} = 7$ , kita harus memilih indikator yang mempunyai trayek perubahan  $\text{pH}$  dengan  $\text{pH} = 7$  termasuk di dalamnya. Misalnya bromkresol biru yang mempunyai trayek  $6,0 - 7,6$ .

Untuk titrasi asam kuat – basa lemah, titik ekuivalen terjadi pada  $\text{pH}$  yang lebih kecil dari 7, kita harus memilih indikator yang mempunyai trayek perubahan  $\text{pH}$  dengan  $\text{pH}$  titik ekuivalen termasuk didalamnya. Misalnya metilmerah yang mempunyai trayek  $4,8 - 6,0$ .

Untuk titrasi asam lemah – basa kuat, titik ekuivalen terjadi pada  $\text{pH}$  yang lebih besar dari 7, kita harus memilih indikator yang mempunyai trayek perubahan  $\text{pH}$  dengan  $\text{pH}$  titik ekuivalen termasuk didalamnya. Misalnya phenolptalein yang mempunyai trayek  $8,2 - 10,0$ .

Jika suatu asam atau basa dititrasi setiap penambahan pereaksi akan mengakibatkan perubahan  $\text{pH}$ . Suatu grafik yang diperoleh dengan mengalurkan  $\text{pH}$  terhadap volume pereaksi yang ditambah disebut **kurva titrasi**. Ada tiga kurva titrasi asam – basa yang dikenal, yaitu : kurva titrasi asam kuat – basa kuat dengan titik ekuivalen pada  $\text{pH} = 7$ , kurva titrasi asam kuat – basa lemah dengan titik ekuivalen pada  $\text{pH}$  lebih kecil dari 7, dan kurva titrasi asam lemah – basa kuat dengan titik ekuivalen pada  $\text{pH}$  lebih besar dari 7. Kurva titrasi asam lemah- basa lemah tidak dikenal, karena pada titrasi asam lemah – basa lemah titik ekivalennya sukar tercapai.

#### Perhitungan kadar dalam titrasi

Jumlah ekuivalen zat yang dititrasi = jumlah ekuivalen zat titran

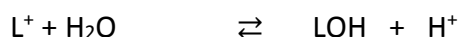
Atau

$$V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2$$

#### HIDROLISIS

Hidrolisis adalah peristiwa reaksi garam dengan air dan menghasilkan asam atau basanya.

1. Garam yang berasal dari asam kuat dan basa kuat. Misalnya  $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaNO}_3$ , tidak mengalami hidrolisis
2. Garam yang berasal dari asam kuat dan basa lemah seperti  $\text{NH}_4\text{Cl}$  mengalami hidrolisis pada kationnya.



$$K_h = \frac{(\text{LOH})(\text{H}^+)}{(\text{L}^+)} \quad (5)$$

Bila pembilang dan penyebutnya dikalikan dengan  $(\text{OH}^-)$ , maka :

$$K_h = \frac{(\text{LOH})(\text{H}^+)}{(\text{L}^+)} \times \frac{(\text{OH}^-)}{(\text{OH}^-)}$$

$$K_h = \frac{(\text{K}_w)}{(\text{K}_b)} \quad (6)$$

$(\text{H}^+)$  larutan dapat ditentukan melalui persamaan (5)

$$K_h = \frac{(\text{H}^+)(\text{H}^+)}{(\text{garam})} \quad (\text{H}^+) = (\text{LOH})$$

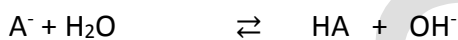
$$(\text{H}^+)^2 = K_h \cdot (\text{garam})$$

$$(\text{H}^+) = \sqrt{K_h \cdot (\text{garam})}$$

$$= \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \cdot (\text{garam})}$$

$$(\text{H}^+) = K_w^{1/2} \cdot K_b^{-1/2} \cdot (\text{garam})^{1/2} \quad (7)$$

3. Garam yang berasal dari asam lemah dan basa kuat. Seperti  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , mengalami hidrolisis pada anionnya.



$$K_h = \frac{(\text{HA})(\text{OH}^-)}{(\text{A}^-)} \quad (8)$$

Bila pembilang dan penyebutnya dikalikan dengan  $(\text{H}^+)$ , maka :

$$K_h = \frac{(\text{HA})(\text{OH}^-)}{(\text{A}^-)} \times \frac{(\text{H}^+)}{(\text{H}^+)}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} \quad (9)$$

$(\text{OH}^-)$  larutan dapat ditentukan melalui persamaan (8)

$$K_h = \frac{(\text{OH}^-)(\text{OH}^-)}{(\text{garam})} \quad (\text{OH}^-) = (\text{HA})$$

$$(\text{OH}^-)^2 = K_h \cdot (\text{garam})$$

$$(\text{OH}^-) = \sqrt{K_h \cdot (\text{garam})}$$

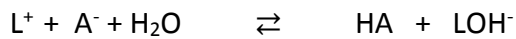


$$= \sqrt{\frac{K_w}{K_a}} \cdot (\text{garam})$$

$$(\text{OH}^-) = K_w^{1/2} \cdot K_a^{-1/2} \cdot (\text{garam})^{1/2} \quad (10)$$

4. Garam yang berasal dari asam lemah dan basa lemah.

Misalnya  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  mengalami hidrolisis sempurna baik kation maupun anionnya.



$$K_h = \frac{(\text{HA})(\text{LOH}^-)}{(\text{L}^+)(\text{A}^-)} \quad (11)$$

Bila pembilang dan penyebutnya dikalikan dengan  $(\text{H}^+)(\text{OH}^-)$ , maka :

$$K_h = \frac{(\text{HA})(\text{LOH}^-)}{(\text{L}^+)(\text{A}^-)} \times \frac{(\text{H}^+)(\text{OH}^-)}{(\text{H}^+)(\text{OH}^-)}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a + K_b} \quad (12)$$

$(\text{H}^+)$  atau  $(\text{OH}^-)$  larutan dapat ditentukan dari



Atau



$$K_a = \frac{(\text{H}^+)(\text{A}^-)}{(\text{HA})}$$

$$(\text{H}^+) = \frac{K_a(\text{HA})}{(\text{A}^-)}$$

$$\frac{(\text{HA})}{(\text{A}^-)} = \sqrt{K_h}$$

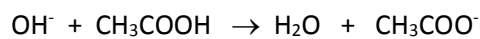
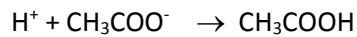
$$(\text{H}^+) = K_a \cdot \sqrt{K_h}$$

$$(\text{H}^+) = K_w^{1/2} \cdot K_a^{-1/2} \cdot K_b^{-1/2} \quad (13)$$

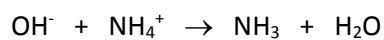
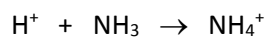
## BUFFER

Larutan buffer dapat terbentuk dari asam lemah dan basa konjugasinya atau basa lemah dan asam konjugasinya. Larutan buffer disebut juga larutan penahan, larutan penyangga atau larutan dapar. Larutan buffer mempunyai pH yang relatif tidak berubah jika ditambah sedikit asam atau basa, atau diencerkan dengan air. Larutan buffer dengan pH lebih kecil dari 1 dapat dibuat dari asam lemah dan basa konjugasinya, misalnya asam asetat dan natrium asetat. Larutan buffer dengan pH lebih besar dari 7 dapat dibuat dari basa lemah dengan asam konjugasinya, misalnya amonia dan ammonium klorida.

Jika  $H^+$  dan  $OH^-$  ditambahkan ke dalam buffer asam asetat-asetat, maka terjadi reaksi netralisasi :



Untuk buffer amonia-amonium klorida, terjadi netralisasi :



Pada buffer asam berlaku :

$$K_a = \frac{(H^+)(CH_3COO^-)}{(CH_3COOH)}$$

$$(H^+) = \frac{(CH_3COOH)}{(CH_3COO^-)} \times K_a$$

Pada buffer basa berlaku :

$$K_b = \frac{(NH_4^+)(OH^-)}{(NH_4OH)}$$

$$(OH^-) = \frac{(NH_4OH)}{(NH_4^+)} \times K_b$$

Secara umum dapat ditulis :

$$(H^+) = \frac{(\text{asam})}{(\text{basa konjugasi})} \times K_a \quad (14)$$

$$(OH^-) = \frac{(\text{basa})}{(\text{asam konjugasi})} \times K_b \quad (15)$$

Larutan buffer akan berfungsi sebagai penahan pH yang baik, jika (asam) / (garam) atau (basa) / (garam) nya = 1. Bisa juga dipergunakan jika (asam) / (garam) atau (basa) / (garam) antara 0,1 – 10. Angka 0,1 – 10 itu disebut daerah buffer, adalah daerah(asam) /

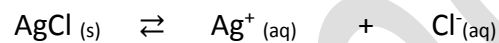
(garam) atau (basa) / (garam) masih efektif untuk menahan pH. Daerah buffer yang paling efektif adalah 1. Sedang kapasitas buffer adalah jumlah asam kuat atau basa kuat yang dapat ditambahkan yanpa mengakibatkan perubahan pH yang berarti.

### KELARUTAN DAN HASIL KALI KELARUTAN

Kenyataan menunjukkan bahwa zat yang mudah larut dalam air dan ada pula zat yang tidak mudah larut dalam air. Zat yang mudah larut dalam air mempunyai harga kelarutan yang besar, sedang zat yang sukar larut mempunyai harga kelarutan yang kecil. Jumlah mol zat yang larut dalam 1 liter larutan sehingga terjadi larutan jenuhnya pada suhu 25°C dan tekanan 1 atm, disebut *kelarutan* (disingkat *l*).

Di dalam larutan jenuhnya terjadi kesetimbangan antara padatan dengan ion-ion hasil disosiasinya.

Contoh :



$$K = \frac{(\text{Ag}^+)(\text{Cl}^-)}{(\text{AgCl})}$$

Konsentrasi padatan selalu tetap selama zat padatnya ada, jadi :

$$K \cdot (\text{AgCl}_{(s)}) = (\text{Ag}^+) (\text{Cl}^-)$$

$$K_{sp} = (\text{Ag}^+) (\text{Cl}^-)$$

Secara umum dapat dituliskan :

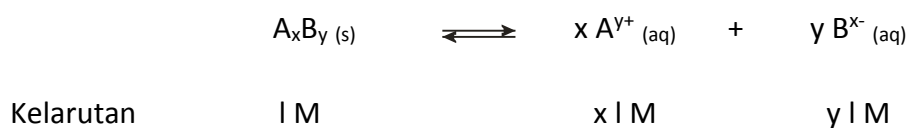


$$K = \frac{(L^{b+})^a (X^{a-})^b}{(L_a X_b (s))}$$

$$K \cdot (L_a X_b (s)) = K_{sp} = (L^{b+})^a \cdot (X^{a-})^b$$

### Hubungan Kelarutan dan Ksp

Untuk padatan  $A_x B_y$  yang berada dalam kesetimbangan dengan ion-ion hasil disosiasinya dalam larutan jenuhnya, berlaku :



$$\begin{aligned}
K_{sp} &= (A^{y+})^x \cdot (B^{x-})^y \\
&= (x \cdot l)^x \cdot (y \cdot l)^y \\
&= x^x \cdot y^y \cdot l^{(x+y)} \\
l &= \sqrt[x+y]{\frac{K_{sp}}{x^x y^y}}
\end{aligned}
\tag{16}$$

contoh :

$$l \text{ AgCl} = \sqrt{K_{sp} \text{ AgCl}}$$

$$l \text{ Mg(OH)}_2 = \sqrt[3]{\frac{K_{sp} \text{ Mg(OH)}_2}{4}}$$

Mengendap atau tidaknya  $A_xB_y$ , dapat dilihat dari harga  $(A^{y+})^x \cdot (B^{x-})^y$

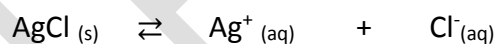
Bila harga  $(A^{y+})^x \cdot (B^{x-})^y < K_{sp}$ , maka  $A_xB_y$  belum mengendap

Bila harga  $(A^{y+})^x \cdot (B^{x-})^y = K_{sp}$ , maka larutan mencapai jenuh

Bila harga  $(A^{y+})^x \cdot (B^{x-})^y > K_{sp}$ , maka  $A_xB_y$  lewat jenuh atau telah terjadi endapan  $A_xB_y$ .

### Pengaruh Ion Sejenis pada Kelarutan

Jika suatu garam dilarutkan ke dalam larutan yang telah berisi salah satu ion garam tersebut, maka kelarutan garam lebih kecil daripada kelarutannya dalam air murni. AgCl lebih sukar larut di dalam larutan NaCl daripada di dalam air. Berkurangnya kelarutan AgCl tersebut karena adanya pengaruh ion sejenis ( $Cl^-$ ). Akibat adanya ion sejenis dengan mudah dapat diketahi prinsip **Le Cathelier**. Seandainya padatan AgCl dilarutkan di dalam air murni, maka terjadi kesetimbangan sebagai berikut:



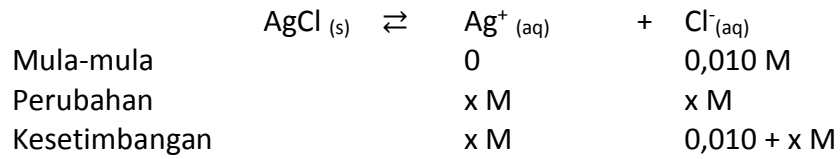
Jika larutan garam klorida seperti NaCl ditambahkan ke dalam larutan AgCl, maka ( $Cl^-$ ) dalam larutan akan bertambah dan mengakibatkan kesetimbangan bergeser ke kiri yang menyebabkan AgCl mengendap. Dengan perkataan lain AgCl lebih sedikit larut di dalam larutan NaCl daripada air.

Contoh :

Berapa kelarutan molar AgCl dalam larutan 0,010 M NaCl?

$$K_{sp} = (Ag^+) (Cl^-) = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

Sebelum AgCl larut, telah ada  $Cl^-$  sebanyak 0,010 M. Karena NaCl mengalami disosiasi total. Adanya ( $Na^+$ ) dapat diabaikan karena ( $Na^+$ ) tidak terlibat dalam sistem kesetimbangan :



Harga  $0,010 + x \gg 0,010$  (karena x lebih kecil dari  $10^{-3}$ )

$$\text{Maka } (x) (0,010) = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

$$(x) = 1,7 \cdot 10^{-8}$$

Jadi kelarutan AgCl dalam larutan 0,010 M NaCl =  $1,7 \cdot 10^{-8}$

## 5.2 KIMIA KOLOID

Istilah koloid pertama kali digunakan oleh Thomas Graham pada tahun 1861 untuk menyatakan larutan yang tak dapat menembus lapisan semipermeable.

Perbedaan antara larutan, koloid dan suspensi dapat dirangkum dalam Tabel 4.1.

Tabel 4,1. Perbedaan antara larutan, koloid dan suspensi

	Larutan	Koloid	Suspensi
Ukuran partikel	<1 m $\mu$	1 – 100 m $\mu$	>100 m $\mu$
Jumlah fasa	satu	dua	dua
Jenis campuran	Campuran homogen	Antara homogen dan heterogen	Campuran heterogen
	Tak terpisah	Tak terpisah	
Penyaringan :	Tak terpisah	Terpisah	Terpisah
Biasa	Tak mengendap	Tak mengendap	Terpisah
Ultra	Tak mengendap	Mengendap	
Pengendapan	Jernih	?	Mengendap
Gravitasi			Mengendap
Ultra sentrifuge	Tak terlihat		Keruh
Penampilan	Cepat	?	
Efek Tyndall	Mungkin ada	Lambat	?
Difusi		Ada	Tak berdifusi
Gerak Brown			Tak teramati

Jika suatu larutan tersusun dari komponen-komponen zat terlarut dan pelarut, maka suatu sistem koloid juga tersusun dari dua komponen yaitu fasa terdispersi (fasa yang tersebar halus) dan fasa pendispersi. Semua jenis zat dapat berada dalam bentuk koloid, kecuali gas dengan gas sebab akan selalu membentuk campuran yang homogen, kecuali apabila kedua gas tersebut dapat saling bereaksi. Dengan demikian dikenal 8 macam sistem koloid sebagaimana tercantum dalam Tabel 4.2.

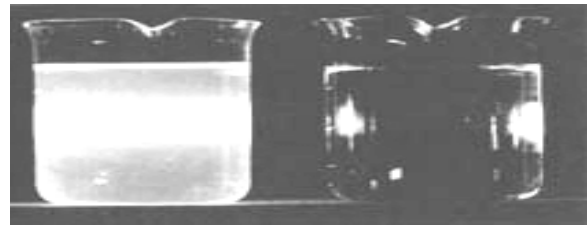
Tabel 4.2. Sistem dispersi koloid

Fasa terdispersi	Fasa pendispersi	Nama koloid	Contoh
Gas	Cair	Buih	Busa sabun
Gas	padat	Busa padat	Batu apung, karet busa
Cair	gas	Aerosol cair	Kabut, awan, hairspray
Cair	cair	Emulsi	Susu
Cair	padat	Emulsi padat	Keju, mentega, mutiara
Padat	gas	Aerosol padat	Asap
Padat	cair	Sol	Cat, kanji, sol emas
Padat	padat	Sol padat	Paduan logam, kaca berwarna, gelas rubi,

## SIFAT KOLOID

### 1. Efek Tyndall

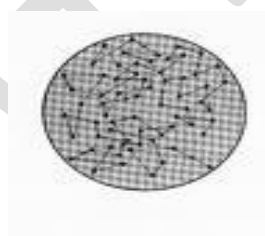
Gejala terlihatnya berkas cahaya apabila diarahkan ke dalam suatu medium yang mengandung partikel-partikel koloid disebut efek Tyndall. Hal ini pertama kali diterangkan oleh John Tyndall (1820-1893) seorang ahli fisika Inggris. Efek Tyndall sehari-hari dapat kita jumpai, misal di pagi hari yang berkabut, sinar matahari menembus kabut terlihat berkasnya. Hal ini terjadi karena kabut berupa koloid dengan air sebagai fasa terdispersi dan udara sebagai fasa pendispersinya. Karena tiap-tiap partikel butiran halus air menyebarkan cahaya matahari yang menyimpannya maka tampaklah berkas cahaya yang melewatinya. Di malam hari pada jalan yang berdebu, berkas nyala lampu mobil dapat terlihat dengan jelas, karena disebarkannya cahaya lampu oleh partikel-partikel debu yang disinarnya, lampu mobil pada malam hari yang berkabut, sorot lampu proyektor dalam gedung bioskop yang berasap, berkas sinar matahari melalui celah daun pohon-pohon pada pagi hari yang berkabut.



Gambar 4.3 . Efek Tyndall

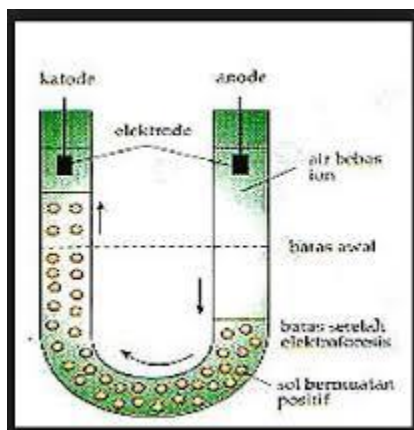
## 2. Gerak Brown

Pada 1827 Robert Brown (1773-1858) sewaktu meneliti asap, menemukan sebuah gejala bergeraknya partikel-partikel kecil menurut garis lurus yang patah-patah. Gerakan ini berlangsung terus menerus tiada henti dan berlangsung pada kecepatan tetap. Gerakan ini akan tampak jelas bila diamati dengan mikroskop ultra. Gerak sembarang dari partikel koloid dalam medium pendispersi ini disebut gerak Brown. Gerak ini juga membuktikan teori kinetik molekul, karena gerak ini akibat tabrakan antara partikel-partikel koloid dengan molekul-molekul fasa pendispersi. Gerak Brown akan makin hebat, jika partikel-partikel koloid makin kecil. Dengan adanya gerak Brown memungkinkan koloid untuk berdifusi meski jauh lebih lambat dibandingkan dengan larutan sejati. Gerak Brown terjadi sebagai akibat tumbukan yang tidak seimbang dari molekul-molekul medium terhadap partikel koloid. Semakin tinggi suhu maka semakin cepat pula gerak Brown. Gerak Brown merupakan faktor yang menstabilkan koloid karena dengan gerak Brown maka partikel koloid akan bergerak terus sehingga dapat mengimbangi gravitasi akibatnya partikel koloid tidak mengalami pengendapan (sedimentasi).



Gambar 4.4. Gerak Brown

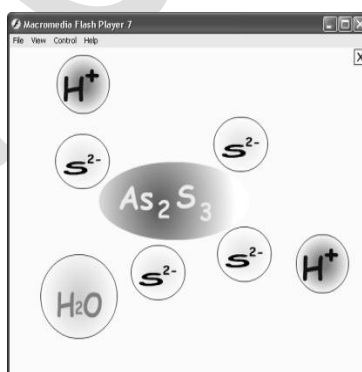
3. **Elektroforesis** : Partikel-partikel koloid dapat bergerak dalam medan listrik karena partikel koloid mempunyai muatan. Partikel koloid yang bermuatan negatif akan menuju ke anoda (elektroda positif) dan sebaliknya partikel koloid yang bermuatan positif akan menuju katoda. Gejala ini disebut elektroforesis. Pada peristiwa elektroforesis, partikel-partikel koloid akan dinetralkan muatannya dan digumpalkan di bawah elektroda.



Gambar 4.5. Elektroforesis

Proses elektroforesis ini digunakan untuk menentukan muatan koloid, apakah positif atau negatif.

4. **Adsorpsi** : Suatu sistem koloid mempunyai kemampuan menyerap ion-ion pada permukaannya, sebab zat-zat dalam bentuk koloidal memiliki permukaan yang sangat luas. Peristiwa penyerapan pada permukaan suatu zat disebut adsorpsi. Penyerapan ion-ion pada permukaan partikel koloid menyebabkan partikel koloid menjadi bermuatan. Sol  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  dalam air mengadsorpsi ion positif (ion  $\text{Fe}^{3+}$ ) sehingga bermuatan positif, sedangkan sol  $\text{As}_2\text{S}_3$  mengadsorpsi ion negatif (ion  $\text{HS}^-$ ) sehingga bermuatan negatif. Muatan koloid juga merupakan faktor yang menstabilkan koloid, disamping gerak Brown. Karena bermuatan sejenis maka partikel-partikel koloid saling tolak-menolak sehingga terhindar dari pengelompokan antar sesama partikel koloid itu. (Jika partikel koloid itu saling bertumbukan dan kemudian bersatu, maka lama-kelamaan dapat terbentuk partikel yang cukup besar dan akhirnya mengendap).



Gambar 4.5. Peristiwa adsorpsi

**Contoh adsorpsi :**

1. Pemutihan gula tebu, zat warna pada tebu diadsorpsi sehingga putih bersih
2. Pengobatan sakit perut dengan norit. Obat norit bahan dasarnya adalah karbon aktif, di dalam usus besar membentuk koloid yang dapat mengadsorpsi gas atau zat warna.
3. Penjernihan air, menambahkan tawas dapat mengadsorpsi zat warna pada air kotor.



## 5. Koagulasi

Pada sel elektroforesis atau jika elektrolit ditambahkan ke dalam sistem koloid, maka koloid yang bermuatan negatif akan menarik ion positif dan koloid yang bermuatan positif akan menarik ion negatif. Ion tersebut membentuk selubung lapisan kedua. Apabila selubung kedua lapisan itu terlalu dekat maka selubung itu akan menetralkan muatan koloid sehingga terjadi koagulasi. Makin besar muatan ion makin kuat daya tarik menariknya dengan partikel koloid, sehingga makin cepat terjadi koagulasi. Koagulasi dapat dilakukan dengan 3 cara yaitu :

- a. Mekanik : pengadukan, pemanasan atau pendinginan
- b. Penambahan elektrolit : misalnya asam format yang ditambahkan pada lateks
- c. Pencampuran larutan koloid yang berlawanan muatan.

Beberapa contoh koagulasi dalam kehidupan sehari-hari, antara lain : pembentukan delta di muara sungai, karet dalam lateks digumpalkan dengan asam format, lumpur koloidal dalam air sungai dapat digumpalkan oleh ion  $Al^{3+}$  dari tawas, asap/debu dari pabrik dapat digumpalkan dengan alat koagulasi listrik dari Cottrell.

## 6. Koloid pelindung

Suatu koloid dapat distabilkan dengan menambahkan koloid lain yang disebut koloid pelindung. Koloid pelindung ini akan membungkus atau melapisi partikel zat terdispersi sehingga tidak dapat mengelompok.

Koloid pelindung ini akan membentuk lapisan di sekeliling partikel koloid yang dilindungi.

Contoh :

1. Pada pembuatan es krim digunakan gelatin untuk mencegah pembentukan kristal besar es atau gula
2. Cat atau tinta dapat bertahan lama karena menggunakan koloid pelindung
3. Zat-zat pengemulsi seperti sabun, detergen.

## 7. Dialisa

Pada pembuatan sistem koloid dalam air sering terdapat ion-ion yang mengganggu kestabilan koloid tersebut., sehingga ion-ion ini perlu dihilangkan dengan suatu proses yang disebut dialisa. Koloid dimasukkan ke dalam suatu kantong yang terbuat dari selaput semipermeabel. Selaput ini dapat melewatkan air dan ion-ion tetapi tak dapat melewatkan partikel koloid. Jika kantong ini dimasukkan ke dalam air (dialiri air), maka ion-ion akan menembus selaput, sedang partikel koloid tetap berada dalam kantong. Dalam proses ini sistem koloid dimasukkan ke dalam suatu kantong koloid, lalu kantong koloid itu dimasukkan ke dalam bejana berisi air mengalir. Kantong koloid tersebut dari selaput semipermeable, yaitu selaput yang dapat melewatkan partikel-partikel kecil, seperti ion-ion atau molekul sederhana, tetapi menahan koloid. Dengan demikian ion-ion keluar dari kantong dan hanyut bersama air. Contohnya adalah proses cuci darah bagi penderita gagal ginjal.

## 8. Koloid liofil dan liofob

Koloid liofil, yaitu koloid yang menarik mediumnya akibat adanya gaya Van der Waals atau ikatan hidrogen sehingga sulit dipisahkan atau sangat stabil. Jika mediumnya air disebut koloid hidrofил (suka air). Contohnya sabun, detergen, agar-agar, kanji dan gelatin. Koloid liofob, yaitu koloid yang tidak menarik mediumnya sehingga cenderung memisah, akibatnya tidak stabil. Bila mediumnya air disebut koloid hidrofob (tidak suka air). Contohnya : sol belerang, sol Fe(OH)<sub>3</sub>, sol logam.

### PEMBUATAN KOLOID

Ada dua cara pembuatan sistem koloid, yaitu :

#### 1. Cara dispersi

Cara dispersi dapat dilakukan secara mekanik, peptisasi atau dengan busur Bredig.

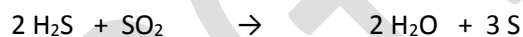
#### 2. Cara kondensasi

Cara ini merupakan kebalikan dari cara dispersi yaitu partikel larutan diubah menjadi partikel besar yang berukuran koloid yang dapat dilakukan dengan cara penurunan kelarutan atau cara kimia.

Cara kondensasi yang paling sering dilakukan adalah cara kimia, sebagai berikut :

##### a. Reaksi redoks

Sol belerang dapat dibuat dengan mengalirkan gas H<sub>2</sub>S ke dalam larutan SO<sub>2</sub>



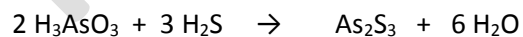
##### b. Reaksi hidrolisis

Sol Fe(OH)<sub>3</sub> dibuat dengan menambahkan larutan FeCl<sub>3</sub> ke dalam air mendidih, maka segera terjadi hidrolisis.



##### c. Reaksi pengenceran

Sol As<sub>2</sub>S<sub>3</sub> dibuat dengan mengalirkan gas H<sub>2</sub>S ke dalam larutan asam arsenit yang encer.



### KOLOID ASOSIASI

Berbagai jenis zat seperti sabun dan detergen larut dalam air tetapi tidak membentuk larutan, melainkan koloid. Molekul sabun atau detergen terdiri atas bagian yang polar (disebut kepala) dan bagian yang nonpolar (disebut ekor) yaitu gugus hidro karbon. Kepala sabun adalah gugus hidrofил (tertarik ke air) sedangkan gugus hidrokarbon bersifat hidrofob (takut air). Jika sabun dilarutkan dalam air, maka molekul molekul sabun akan mengadakan asosiasi karena gugus nonpolar (ekor) saling tarik menarik, sehingga terbentuk partikel koloid.

Daya pengemulsi sabun dan detergen juga disebabkan oleh aksi yang sama. Gugus nonpolar dari sabun akan menarik partikel kotoran (lemak) dari bahan cucian kemudian mendispersikannya kedalam air. Sebagai bahan pencuci, sabun dan detergen bukan hanya berfungsi sebagai pengemulsi tetapi juga sebagai penurun tegangan permukaan. Air yang mengandung sabun atau detergen mempunyai tegangan permukaan yang lebih rendah sehingga lebih mudah meresap pada bahan cucian.

## KEGUNAAN KOLOID

Di lingkungan kita banyak terdapat sistem koloid, baik yang alami ataupun buatan manusia. Sistem itu ada yang menguntungkan dan ada pula yang merugikan manusia. Dengan pengetahuan tentang sistem koloid, kita dapat menghindari atau mengurangi hal yang merugikan dan memanfaatkan hal menguntungkan.

Tabel 7. Contoh Kegunaan koloid dalam kehidupan sehari-hari

Nama koloid	jenis koloid	Kegunaan koloid
Buih	Gas dalam cairan	Sabun, shampoo, deterjent, minyak pelumas, bir
Busa padat	Gas dalam padatan	Arang aktif, batu apung
Emulsi	cairan dalam cairan	Susu, kosmetika, mayones, obat-obatan
Emulsi padat	Cairan dalam padatan	Keju
Aerosol	Cair/padat dalam gas	Spray
Sol	Padatan dalam cairan	Cat, air kopi
Sol padat	Padatan dalam padatan	Kaca berwarna, kuningan, monel, patri

### 1. Mengurangi polusi udara

Gas buangan pabrik yang mengandung asap dan partikel berbahaya dapat diatasi dengan menggunakan alat pengendap Cottrell. Asap pabrik sebelum meninggalkan cerobong asap dialirkan melalui ujung-ujung logam yang tajam dan bermuatan pada tegangan yang tinggi (20.000 sampai 75.000 volt). Ujung-ujung yang tajam akan mengionkan molekul-molekul di udara. Ion-ion tersebut akan diadsorpsi oleh partikel asap dan menjadi bermuatan. Selanjutnya partikel bermuatan itu akan tertarik dan diikat pada elektroda yang lainnya.

### 2. Penggumpalan lateks

Lateks adalah sistem koloid, karet dalam air yang berupa sol bermuatan negatif. Bila ditambahkan ion positif atau asam format maka lateks menggumpal dan dapat dibentuk sesuai cetakan.

3. Membantu pasien gagal ginjal

Darah banyak mengandung partikel koloid, seperti sel darah merah, sel darah putih, dan anti bodi. Orang yang ginjalnya tidak mampu mengeluarkan senyawa beracun dari darah seperti urea dan kreatin disebut gagal ginjal. Orang ini dapat dibantu dengan cara dialisis, yaitu mengisap darahnya dan dialirkan kedalam alat yang disebut alat cuci darah. Sehingga urea dan kreatin serta ion-ion lain tertarik keluar. Darah yang telah bersih dimasukkan kembali kedalam tubuh penderita.

4. Penjernihan air bersih

Pengolahan air bersih didasarkan pada sifat-sifat koloid yaitu koagulasi dan adsorpsi sungai atau air sumur yang keruh mengandung umpur koloidal, zat warna, zat pencemar. Bahan-bahan yang diperlukan untuk pengolahan air adalah tawas (aluminium sulfat), pasir, klorin atau kaporit, kapur tohor dan karbon aktif. Tawas berguna untuk menggumpalkan lumpur koloidal sehingga lebih mudah disaring. Tawas juga membentuk koloid  $Al(OH)_3$  yang dapat mengadsorpsi. Zat – zat warna atau zat – zat pencemar seperti detergen atau pestisida. Apabila tingkat kekeruhan dan pencemarannya tinggi, perlu dibubuhkan karbon aktif yang berguna untuk menghilangkan bau, warna, rasa dan zat organik yang terkandung dalam air baku. Pasir berfungsi sebagai penyaring. Klorin atau kaporit berfungsi sebagai pembasmi hama (sebagai desinfektan) sedangkan kapur tohor berguna untuk menaikkan pH yaitu untuk menetralkan keasaman yang terjadi karena penggunaan tawas.

5. Pengolahan air bersih di perkotaan pada prinsipnya sama dengan pengolahan air sederhana seperti yang dijelaskan di atas.

6. Sebagai deodoran

Keringat biasanya mengandung protein yang dapat menimbulkan bau bila diuraikan oleh bakteri yang banyak terdapat di tempat basah, seperti ketiak. Bila di tempat itu diberi deodoran, bau tersebut dapat berkurang atau hilang, karena deodoran mengandung aluminium klorida untuk mengkoagulasi protein dalam keringat. Endapan protein ini dapat menghalangi kerja kelenjar keringat sehingga keringat dan protein yang dihasilkan berkurang.

7. Sebagai bahan makanan dan obat

Ada bahan makanan atau obat berwujud padat sehingga tidak enak dan sulit ditelan. Tambahan lagi, zat ini tidak larut dalam cairan. Untuk mengatasinya, zat itu dikemas dalam bentuk koloid sehingga mudah diminum, contohnya susu encer.

8. Sebagai bahan kosmetik

Ada berbagai bahan kosmetik berupa padatan, tetapi lebih baik bila dipakai dalam bentuk cairan. Untuk itu biasanya dibuat koloid dalam pelarut tertentu.

## 9. Bahan pencuci

Sabun sebagai bahan pembersih karena dapat mengemulsi minyak dalam air. Sabun dalam air terion menjadi  $\text{Na}^+$  dan ion asam lemak. Kepala asam lemak yang bermuatan negatif larut dalam air, sedangkan ekornya larut dalam minyak. Hal ini menyebabkan tetesan minyak larut dalam air. Emulsi adalah koloid yang terjadi antara fasa terdispersi dan fasa pendispersinya adalah zat cair. Misalnya, minyak dengan air, milk dan lain-lain. Jika tetes-tetes minyak digojog dengan dalam air diperoleh emulsi minyak – air. Sebaliknya jika tetes-tetes air digojog dalam minyak diperoleh emulsi air-minyak. Untuk mendapatkan emulsi agar tahan lama, harus diberi zat pengemulsi atau emulgator, seperti : sabun, deterjen, gelatin, dan lain-lain. Fungsi dari emulgator adalah menurunkan tegangan muka cairan, hingga tidak mudah bergabung lagi. Deterjen adalah zat kimia yang mempunyai daya pembersih kotoran terutama kotoran yang bercampur dengan minyak, yang melekat pada pakaian, tangan, rambut, alat dapur, lantai dan benda-benda yang lain. Seperti sabun mandi, sabun cuci, sabun colek, sabun bubuk dan shampoo termasuk deterjen yang mempunyai daya pembersih.