

# **SUMBER BELAJAR PENUNJANG PLPG 2017**

## **MATA PELAJARAN ILMU KIMIA**

### **BAB 1**

#### **PERKEMBANGAN TEORI ATOM, STRUKTUR ATOM-MOLEKUL, SISTEM PERIODIK UNSUR, DAN IKATAN KIMIA**



**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  
2017**

## **BAB 1.**

### **PERKEMBANGAN TEORI ATOM, STRUKTUR ATOM-MOLEKUL, SISTEM PERIODIK UNSUR, DAN IKATAN KIMIA**

#### **1. Pengantar**

Setelah mempelajari Sumber Belajar ini diharapkan peserta memahami perkembangan teori atom, struktur atom berdasarkan konfigurasi elektron dan diagram orbital suatu unsur serta konfigurasi elektron atom atau ion suatu unsur pada ion kompleks.

#### **2. Kompetensi Inti Guru :**

Menguasai materi perkembangan teori atom, struktur atom, konfigurasi elektron dan diagram orbital suatu unsur serta konfigurasi elektron atom atau ion suatu unsur pada ion kompleks konsep, dan pola pikir keilmuan yang mendukung mata pelajaran yang diampu

#### **3. Kumpulan Kompetensi Guru Mata Pelajaran [KD]**

- 1.2 Memahami proses berpikir kimia dalam mempelajari proses dan gejala alam.
- 1.6 Menerapkan konsep, hukum, dan teori fisika dan matematika untuk menjelaskan/mendeskripsikan fenomena kimia.
- 1.8 Memahami lingkup dan kedalaman kimia sekolah.

#### **4. Indikator Pencapaian Kompetensi**

- 1. Mampu **mengidentifikasi an mendeskripsikan** perbedaan antara pengertian partikel materi: atom, molekul dan ion, serta contohnya.
- 2. Mampu **mengidentifikasi dan mendeskripsikan** perbedaan antara pengertian partikel materi: atom, molekul dan ion, serta contohnya.
- 3. Mampu **memahami** dan **menuliskan** berbagai struktur atom dan contohnya
- 4. Mampu **menjelaskan** berbagai perkembangan sistem periodik unsur

5. Mampu **menerapkan operasi matematika** dalam menjelaskan teori mekanika gelombang dengan struktur atom dan contohnya dalam kehidupan.
6. Mampu **menganalisis** secara logis perbedaan antara senyawa ionik dan senyawa kovalen.
7. Mampu **menganalisis** jenis ikatan kimia dalam berbagai rumus struktur molekul atau senyawa. Mampu mendeskripsikan data dari hasil penentuan struktur molekul suatu senyawa kimia menggunakan alat Spektroskopi

## 5. Uraian Materi

### 5.1. STRUKTUR ATOM

Landasan ilmu kimia sebagai ilmu eksak didasarkan atas teori atom yang disusun oleh John Dalton pada tahun 1803 dan 1804. Ada tiga postulat penting yang diajukan : (1) Materi terdiri dari partikel yang tidak dapat dibagi-bagi lagi lagi, yang tidak dapat diciptakan dan tidak dapat dimusnahkan dan disebut atom., (2) Atom suatu unsur tertentu adalah sama dalam semua hal dan berbeda dari atom unsure yang lain, dan (3) Jika atom-atom bergabung membentuk senyawa, perbandingan atom-atom ini merupakan angka yang sederhana. Dengan teori ini, Dalton berhasil menjelaskan : Hukum Kekekalan Massa/ Hukum Lavoisier, 1783 ( **sesuai postulat pertama** ) dan Hukum Perbandingan Tetap/ Hukum Proust, 1799 (sesuai postulat kedua dan ketiga).

Selain itu Teori Atom Dalton (1807) berkaitan dengan dua hukum dasar persenyawaan kimia yaitu Hukum Kelipatan Perbandingan (Dalton, 1803) dan Hukum Perbandingan Timbal Balik (Richter, 1792). Dari kedua hukum terakhir ini berhasil disusun Hukum Perbandingan Ekuivalen atau Hukum Perbandingan Setara. Setelah orang berhasil menemukan cara mengukur volume gas, Gay Lussac menemukan hukum Penyatuan Volume (1808) yang dapat dijelaskan dengan hipotesis Avogadro (1811) atau teori molekul.

#### 1. Spektrum Atom

Pada pencampuran cahaya oleh Gas atau pada pemanasan natrium dalam tabung pelepasan muatan gas atau pada pemanasan senyawa pada nyala api akan diperoleh spektrum tidak kontinu, berupa spektrum garis yang diselingi dengan latar belakang gelap. Spektrum ini disebut spektrum emisi atom atau spektrum atom, karena dihasilkan oleh atom yang mengalami eksitasi. Sebagai contoh, energi cahaya dipancarkan oleh lampu natrium yang memancarkan sinar emisinya di sekitar panjang gelombang 589 nm, yang berwarna kuning di daerah sinar tampak.

Pada tahun 1884, **Yohann Balmer** menemukan rumus empirik yang sederhana untuk menghitung panjang gelombang dari spektrum cahaya tampak atom hidrogen sebagai berikut :

$$\frac{1}{\lambda} = 109678 \text{ cm}^{-1} \left[ \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right]$$

$\lambda$  = panjang gelombang  
 $n$  = bilangan bulat

untuk  $n = 3$ , maka :

$$\frac{1}{\lambda} = 109678 \text{ cm}^{-1} \left[ \frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right]$$

$$= 656,5 \text{ nm}$$

Untuk  $n = 4, 5, 6$  harga  $\lambda = 486,3; 432,4$  dan  $410,3$  nm. Harga-harga dari panjang gelombang ini semuanya termasuk dalam daerah sinar tampak. Semua spektrum yang memenuhi rumus di atas tadi disebut **deret Balmer**.

Spektrum garis deret lain dapat dirumuskan dalam persamaan Rydberg sebagai berikut :

$$\frac{1}{\lambda} = 109678 \text{ cm}^{-1} \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

$n_1$  dan  $n_2$  adalah bilangan bulat 1, 2, 3 dan seterusnya dengan syarat  $n_1 < n_2$ .

Untuk  $n_1 = 1 \rightarrow$  deret Lyman  
 $n_1 = 2 \rightarrow$  deret Balmer  
 $n_1 = 3 \rightarrow$  deret Paschen  
 $n_1 = 4 \rightarrow$  deret Brackett  
 $n_1 = 5 \rightarrow$  deret Pfund

## 2. Model Atom Bohr dan Mekanika Kuantum

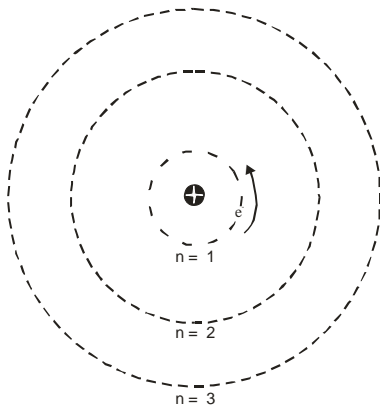
Pada awal abad XX, Max Planck dan Albert Einstein menyatakan bahwa cahaya selain memiliki sifat gelombang juga memiliki sifat partikel. Besarnya energi foton sebanding dengan frekuensi cahaya yang dapat dirumuskan sebagai :

$$E_{\text{foton}} = h\nu$$

$E_{\text{foton}}$  = energi cahaya yang dipancarkan atau diserap

$h$  = tetapan Planck =  $6,63 \times 10^{-34}$  Js  
 $\nu$  = frekuensi

Dengan teori mekanika kuantum ini, pada tahun 1913 Niels Bohr mencoba menjelaskan mengapa elektron tidak jatuh ke dalam intinya. Menurut Bohr, karena kenyataannya elektron tidak jatuh ke dalam inti dan energi cahaya yang dipancarkan oleh atom hanya frekuensi tertentu, maka elektron dalam atom harus memiliki energi pada harga-harga tertentu ( energi elektron pada atom terkuantisasi).



Gambar 1.1 Model Atom Bohr

Gambaran Bohr tentang model atom adalah seperti bola dengan inti atom berada di tengahnya. Kulit bola sebagai lintasan elektron, disebut **orbit**. Tiap kulit lintas dari dalam keluar diberi nomor 1, 2, 3 dan seterusnya yang berkaitan dengan tingkat energinya dan disebut **bilangan kuantum** yang diberi lambang  $n$ .

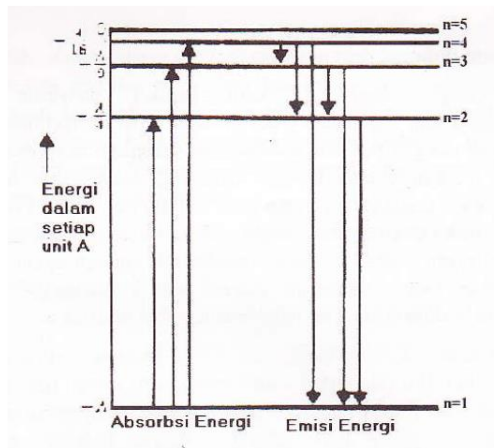
Secara matematik, Bohr menyatakan persamaan energi elektron tiap orbit sebagai berikut :

$$E = -A \frac{1}{n^2}$$

$E$  = Energi Orbit

$A$  = tetapan

$n$  = bilangan kuantum



Gambar 1.2. Absorpsi dan Emisi Energi

Dari pengetahuannya tentang massa dan muatan elektron maka Bohr dapat menghitung  $A = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$ . Menurut Bohr, jika  $n_2$  adalah bilangan kuantum di atas  $n_1$ , maka selisih energinya adalah :

$$E = E_{n_2} - E_{n_1} = \left[ \frac{-A}{n_2^2} \right] - \left[ \frac{-A}{n_1^2} \right]$$

$$= A \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Karena  $E = h \nu$ , maka :

$$h \nu = A \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

karena  $c = \nu \lambda$ , maka :

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{A}{h c} \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Karena  $\frac{A}{h c} = 109730 \text{ cm}^{-1}$  maka Bohr memperoleh rumus :

$$\frac{1}{\lambda} = 109730 \text{ cm}^{-1} \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Persamaan yang diperoleh melalui perhitungan teoritik ini ternyata hampir sama dengan persamaan empirik dari Rydberg.

### **BILANGAN KUANTUM ELEKTRON**

Pada tahun 1924 Broglie menyatakan radiasi elektron pada suatu keadaan dapat bersifat sebagai partikel dan pada keadaan yang lain dapat menunjukn sifat gelombang. Sebagai partikel berlaku persamaan Einstein yang dinyatakan sebagai :

$$E = m c^2$$

E = energi , m = massa,  
c= kecepatan cahaya

Sedang sebagai gelombang, berlaku persamaan Planck untuk foton yaitu :

$$E = h \nu = \frac{h c}{\lambda}$$

Gabungan kedua rumus di atas berlaku untuk elektron dan dapat diperoleh :

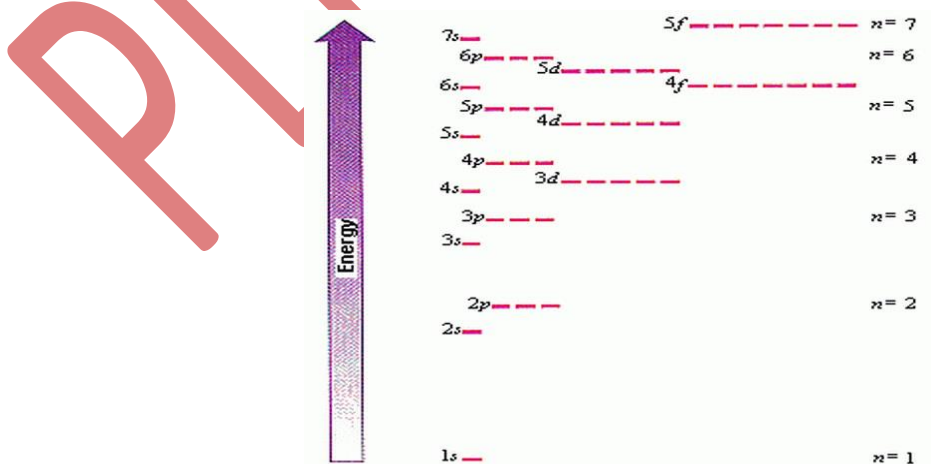
$$\frac{h c}{\lambda} = m c^2 \text{ atau } \lambda = \frac{h}{m c}$$

Karena c adalah kecepatan, maka h c adalah momentum atau p, sehingga :

$$\lambda = \frac{h}{p} \text{ (p = momentum)}$$

Atas dasar ini, maka de Broglie menunjukkan adanya sifat dualisme pada elektron yaitu sebagai materi dan sekaligus gelombang.

Untuk menentukan letak/kedudukan elektron setiap saat di sekeliling inti, Schrodinger menggunakan kata **orbital** (bukan orbit seperti yang digunakan Bohr). Orbital dapat didefinisikan sebagai *ruang di sekitar inti yang mempunyai peluang terbesar untuk mendapatkan elektron*. Tiga bilangan kuantum yang perlu untuk menentukan posisi elektron adalah *Bilangan kuantum utama*, *Bilangan kuantum azimuth*, dan *Bilangan kuantum magnetik*. Urutan tingkat energi sub-sub kulit tersebut dapat dibandingkan sesamanya dengan diagram tingkat energi.



Gambar 1.3. Diagram Tingkat Energi Orbital

## Bilangan Kuantum Spin Dan Asas Ekslusi Pauli

Sebagai pelengkap dari ketiga bilangan kuantum yang telah dibahas di muka adalah bilangan kuantum *spin*. Elektron adalah partikel bermuatan listrik yang memiliki gerak rotasi sehingga bersifat sebagai magnet. Gerak putar pada poros ini hanya mempunyai dua macam arah gerak, yakni arah gerak ke kanan atau searah dengan jarum jam dan ke kiri atau berlawanan arah jarum jam. Yang berputar ke kanan mempunyai harga bilangan kuantum spin  $+\frac{1}{2}$ , yang ke kiri  $-\frac{1}{2}$ .

Identitas setiap elektron dinyatakan dalam **Asas Ekslusi Pauli** yang berbunyi :

***Tidak terdapat dua elektron yang keempat bilangan kuantumnya kesemuanya sama***

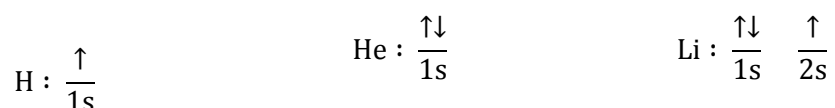
Dari pernyataan asas Pauli diatas dapat disimpulkan bahwa 2 elektron boleh saja memiliki 3 bilangan kuantum yang sama (misal :  $n, l, m_l$ ), tetapi harus berbeda bilangan kuantumnya yang keempat ( $m_s$ ).

## Konfigurasi Elektron Unsur

Cara pendistribusian elektron di sekeliling inti disebut *konfigurasi elektron*. Menurut Wolfgang Pauli (1900 – 1958) jumlah maksimum elektron yang dapat menempati setiap kulit dirumuskan sebagai  $2n^2$ .

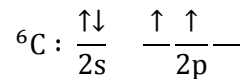
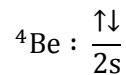
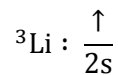
Cara pengisian elektron baik dalam kulit maupun dalam orbital mengikuti aturan Aufbau dan aturan Hund. Menurut Aturan **Aufbau**, pengisian elektron-elektron dimulai dari orbital dengan tingkat energi/subtingkat energi terendah, kemudian orbital dengan tingkat energi/subtingkat energi yang lebih tinggi. Atom dengan elektron-elektron pada energinya yang rendah disebut atom yang berada pada *keadaan dasarnya*. Atom hidrogen misalnya, keadaan dasarnya ditandai dengan letak elektron pada sub kulit 1s atau orbital  $1s^1$ . untuk menunjukan rotasinya digunakan tanda panah.

**Contoh :**

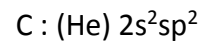
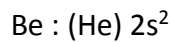


Gambaran keadaan elektron seperti di atas disebut **diagram orbital atom suatu unsur**. Diagram orbital biasanya hanya menggambarkan keadaan elektron pada kulit terluar saja. Jadi untuk  ${}^3\text{Li}$ ,  ${}^4\text{Be}$ , dan  ${}^6\text{C}$  cukup ditulis :



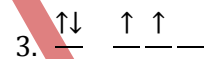
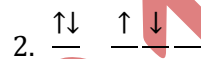
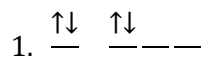


Elektron-elektron yang terletak di bawah (di sebelah dalam) kulit terluar disebut elektron *kernel*. Sub kulit 1s yang penuh Li, Be maupun C disebut elektron kernel Helium.



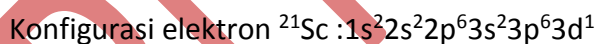
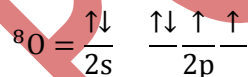
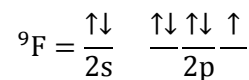
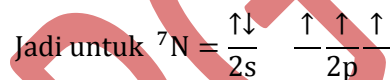
### Aturan Hund

Konfigurasi elektron pada atom  ${}^6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$ . Karena sub kulit p terdiri dari 3 orbital, yakni  $p_x$ ,  $p_y$  dan  $p_z$ , maka timbulah pertanyaan kemana 2 elektron p dimasukan dalam membangun atom C? Ada 3 (tiga) pilihan dalam membangun atom ini.



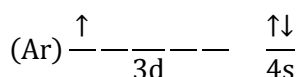
Data eksperimen menunjukkan bahwa diagram orbital 3 mempunyai energi yang terendah atau yang paling stabil. Hasil eksperimen ini disimpulkan dalam aturan Hund yang berbunyi :

*Jika elektron-elektron memasuki sub kulit yang terdiri dari 1 orbital maka elektron akan didistribusikan ke semua orbital yang mungkin dengan spin yang sama*

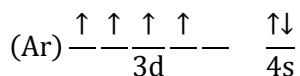


Untuk menggambarkan diagram orbitalnya, biasanya sub kulit dengan bilangan kuantum utama yang sama dikelompokkan menjadi satu.

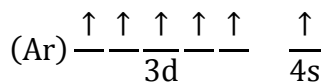
Jadi diagram orbital  ${}^{21}\text{Sc}$  :



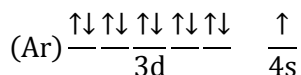
Pada atom  ${}^{24}\text{Cr}$ , diagram orbital sesuai aturan adalah :



Artinya, orbital yang lebih rendah tingkat energinya, dipenuhi dahulu ( $4s^2$ ) baru mengisi orbital 3d yang lebih tinggi (3d). Tetapi data empirik menunjukkan diagram :



Kesimpulannya adalah bahwa konfigurasi dari  $(\text{Ar}) 4s^1 3d^5$  lebih stabil dari pada  $(\text{Ar}) 4s^2 3d^4$ . Demikian juga konfigurasi  $^{29}\text{Cu}$  :  $(\text{Ar}) 4s^1 3d^{10}$  lebih stabil dari pada  $(\text{Ar}) 4s^2 3d^9$ . Jadi diagram orbital  $^{29}\text{Cu}$  yang stabil adalah



Pada Tabel 1.1 disajikan konfigurasi elejtron dari beberapa atom

Tabel 1.1 Konfigurasi elektron dari beberapa atom

Lambang Unsur	Nomor Atom	Elektron	Konfigurasi Elektron
2He	2	2	1s <sup>2</sup>
3Li	3	3	1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>
7N	7	7	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
11Na	11	11	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup>
18Ar	18	18	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>
22Ti	22	22	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>2</sup>
26Fe	26	26	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>

### Bentuk Orbital Atom

Salah satu fungsi bilangan kuantum azimuth adalah menentukan bentuk orbital sub-sub kulit. Menurut teori orbital, lintasan elektron di sekeliling inti tidak seperti yang digambarkan oleh Bohr dalam model atomnya. Hal ini sesuai dengan prinsip ketidakpastian Heissenberg yang mengatakan :

***Jika pada suatu saat hendak ditentukan posisi dan momentum suatu partikel, akan selalu terjadi kesalahan yang memenuhi persamaan  $\Delta x \cdot \Delta(mv) \geq \frac{h}{4\pi}$***

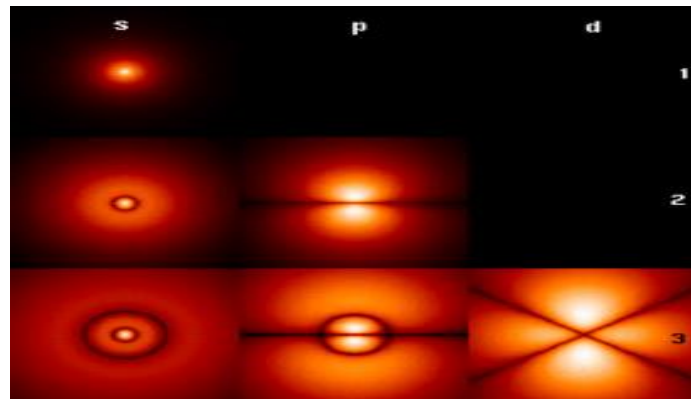
Dengan :

$\Delta x$  = ketidakpastian posisi

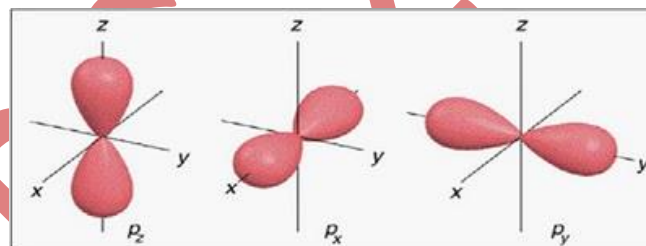
$\Delta(mv)$  = ketidakpastian momentum

Mengingat prinsip ini maka **orbital** dinyatakan sebagai *ruangan di sekitar inti yang berpeluang terbesar untuk mendapatkan elektron*.

Sesuai dengan fungsi gelombang dari masing-masing sub kulit maka bentuk orbital tiap-tiap sub kulit berbeda satu dengan yang lain. Sub kulit s berbentuk bola, sub kulit p berbentuk bola terpilin dan sub kulit d berbeda poros dan luas daerahnya dari kulit p. Sub kulit p terdiri dari 3 orbital yang porosnya saling tegak lurus berhimpit dengan sumbu-sumbu x, y dan z pada sistem kordinat Cartesius. Oleh karena itu, maka pada kulit p terdiri dari  $p_x$ ,  $p_y$  dan  $p_z$ .

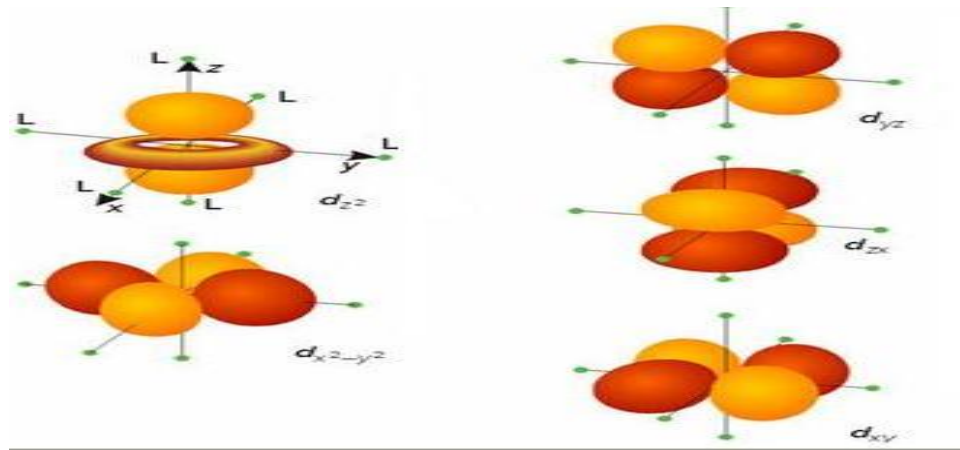


Gambar 1.4 . Kerapatan Elektron Orbital s, p dan d



Gambar 1.5. Bentuk dan Arah Orbital p

Sub kulit d, selain terdiri dari 5 orbital, juga letak porosnya tidak sama dengan orbital-orbital p. Keempat orbital d mempunyai bentuk yang sama dengan orbital p tetapi daerah lingkupnya lebih luas seperti pada Gambar 1.6.



**Gambar 1.6. Bentuk dan Orientasi Orbital d**

## **5.2 SISTEM PERIODIK UNSUR-UNSUR**

### **PENGGOLONGAN UNSUR**

1. Para ahli kimia Arab dan Persia mula-mula mengelompokkan zat-zat berdasarkan sifat logam dan non logam. Unsur-unsur yang digolongkan ke dalam jenis logam, yaitu unsur yang memiliki sifat –sifat mengkilap, umumnya berupa padatan, mudah ditempa/ dibentuk, pengantar panas dan listrik yang baik. Sedangkan unsur-unsur yang tidak memiliki sifat-sifat ini digolongkan dalam jenis non logam.

#### **2. Pengelompokan Lavoisier**

Antoine Lavoisier (1789) mengelompokkan zat-zat yang dipercaya sebagai unsur berdasarkan sifat kimianya menjadi gas, logam, non-logam, dan tanah.

#### **3. Pengelompokan Dalton**

John Dalton (1808) mengelompokkan zat-zat berupa unsur-unsur (36 unsur) berdasarkan kenaikan massa atomnya. Hal ini didasarkan pada teorinya bahwa unsur dari atom yang berbeda mempunyai sifat dan massa atom yang berbeda.

#### **4. Pengelompokan Berzelius**

Jons Jacob Berzelius (1828) berhasil membuat daftar massa atom unsur-unsur yang akurat. Hal ini menarik perhatian ilmuwan lainnya untuk mengelompokkan unsur-unsur berdasarkan kenaikan massa atom, seperti pengelompokan Dalton.

## 5. Sistem Triad Dobereiner

Pengelompokan unsur-unsur yang paling sederhana mula-mula ditemukan oleh Dobereiner. Ia mengelompokkan *tiga unsur* dalam tiap kelompok, yang *memiliki sifat-sifat yang mirip*. Karena caranya inilah maka disebut **sistem Triad**. Ketiga unsur dalam tiap kelompok itu ternyata memiliki hubungan dalam massa atomnya. Massa atom unsur yang di tengah =  $\frac{1}{2}$  jumlah massa atom dua unsur yang lain.

**Contoh :**  ${}^7\text{Li}$ ,  ${}^{23}\text{Na}$ , dan  ${}^{39}\text{K}$

$$\text{Ar Na} = \frac{7 + 39}{2} = 23$$

## 6. Hukum Oktaf Newlands

John Newland menemukan hubungan antara sifat-sifat unsur dengan massa atom atom relatif. Menurut kemiripan sifat-sifatnya, Newlands membagi unsur-unsur menjadi 7 kelompok dan diurutkan menurut kenaikan massa atom relatifnya. Jadi, dengan cara begini maka urutan unsur yang ke-8 akan memiliki sifat unsur yang pertama atau dengan kata lain, *sifat unsur yang sama akan terulang secara periodik pada urutan ke-8*. Inilah sebabnya kesimpulan penelitian Newlands ini disebut **hukum Oktaf** (okta=8).

Urutan unsur menurut hukum oktaf dari Newlands adalah sebagai berikut :

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	

## 7. Sistem Periodik Unsur Mendeleyev

Pada tahun 1869, Dmitri Mendeleyev menyusun daftar unsur-unsur berdasarkan sifat-sifat fisika dan kimia dan diurutkan menurut massa relatifnya. Dari daftar sistem periodik unsur yang disusun Mendeleyev menyatakan hukum keperiodikan unsur yang berbunyi :

***Sifat-sifat unsur merupakan fungsi periodik dari massa atom relatifnya.***

## 8. Sistem Periodik Modern

Sejak percobaan sinar X yang dilakukan oleh Moseley terhadap berbagai unsur, maka unsur-unsur dalam daftar sistem periodik unsur disusun menurut nomor

atomnya, bukan massa atom relatifnya . Hukum keperiodikan unsur untuk menyusun daftar ini berbunyi :

***Sifat-sifat unsur adalah fungsi periodik dari nomor atomnya***

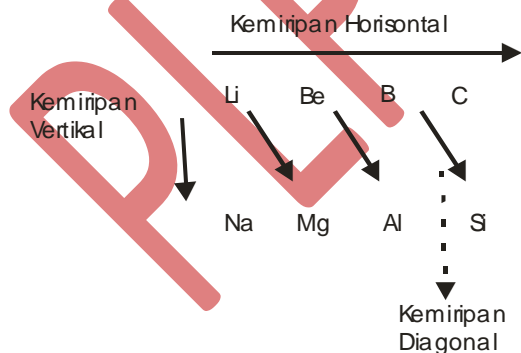
Dari percobaan Moseley disimpulkan bahwa nomor atom = jumlah proton dalam inti dan sama pula dengan jumlah elektron dalam atom netral. Karena konfigurasi elektron menunjukkan keperiodikan jadi sesuai dengan fungsinya untuk menunjukkan keperiodikan sifat unsur.

### **SIFAT KEPERIODIKAN UNSUR**

Kecenderungan sifat-sifat unsur dan senyawanya dalam daftar sistem periodik unsur dikelompokkan menurut periode dan golongan.

#### **1. Kemiripan Horisontal, Vertikal, Diagonal**

Kemiripan unsur dapat dikelompokkan menjadi kemiripan horisontal, vertikal dan diagonal. Kemiripan horisontal terjadi antara unsur-unsur dalam 1 periode. Kemiripan ini disebabkan oleh jari-jari atom yang hampir sama panjang. Misalnya pada unsur-unsur transisi. Kemiripan vertikal terjadi pada unsur-unsur satu golongan akibat struktur dan jumlah elektron valensi yang sama. Kemiripan diagonal terjadi pada unsur-unsur yang terletak pada arah diagonal dari kiri atas ke kanan bawah. Sebagai akibat jari-jari atom, jari-jari ion, dan elektronegatifitas yang sama.



Gambar 1.7. Kemiripan Horisontal, Vertikal dan Diagonal

#### **2. Titik Lebur dan Titik didih**

Logam-logam alkali hanya mempunyai satu elektron ikatan yang makin panjang jari-jarinya makin lemah. Karena ini titik leburnya turun dari atas ke bawah. Atom-atom

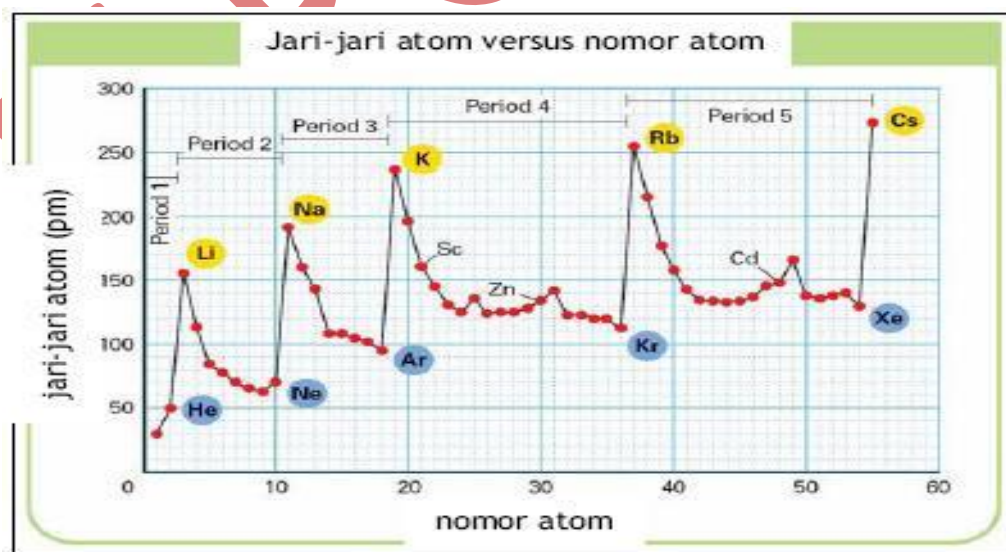
unsur halogen membentuk molekul diatomik. Antara molekul-molekul ini, terjadi tarikan Van der Waals yang makin besar muatan intinya makin besar gaya tarikannya. Karenanya titik lebur golongan halogen makin tinggi dari atas ke bawah. Unsur-unsur logam transisi dalam satu golongan dari atas ke bawah kekuatan ikatannya makin bertambah, maka titik leburnya semakin tinggi dari atas ke bawah

### 3. Sifat Asam Basa

Jari-jari atom dari unsur-unsur dalam satu golongan semakin besar dari atas ke bawah, lebih-lebih pada golongan oksigen dan halogen. Elektronegatifitas kedua golongan ini menurun dari atas ke bawah. Karena ini gaya ikat H-X (X = halogen), menurun pula dari atas ke bawah, tetapi menurunnya gaya ikat lebih besar dari pada turunya elektronegatifitas X. Akibatnya asam-asam HX makin ke bawah makin mudah melepaskan  $H^+$  atau **makin asam**, jadi keasaman HI, HBr, HCl, HF. Kebiasaan logam alkali dan alkali tanah, makin ke bawah makin besar, sebab semakin besar jari-jarinya semakin mudah melepas elektron terluarnya atau melepas  $OH^-$  atau **makin basa**.

### 4. Jari-Jari Atom

Data jari-jari atom sebagaimana ditampilkan pada Gambar 1.8. Mengapa demikian?



Gambar 1.8. Hubungan antara Jari-Jari Atom dan Nomor Atom  
Jari-Jari Ion Besar ion juga ditentukan oleh jari-jari ionnya.

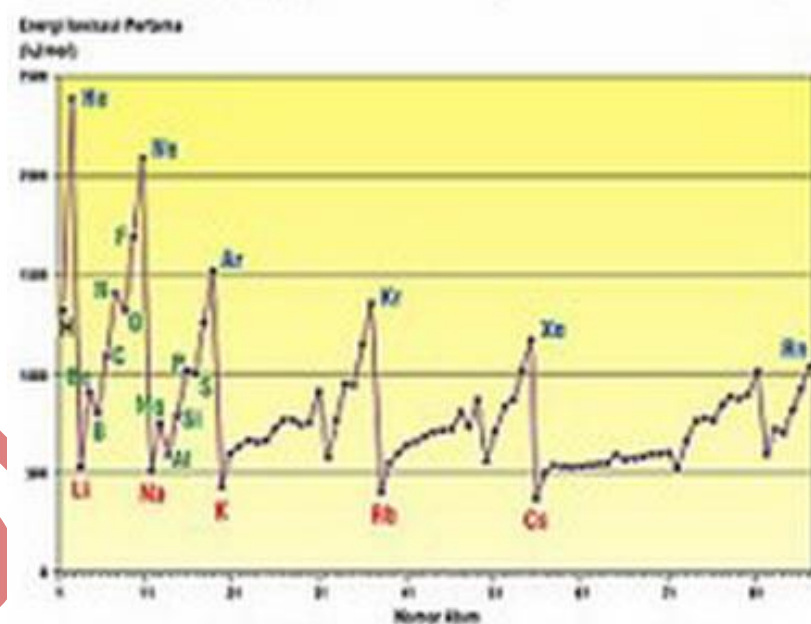
$$r_{\text{anion}} > r_{\text{atom}} > r_{\text{kation}}$$

**Mengapa demikian?**

## 5. Energi Ionisasi

Tenaga yang diperlukan untuk melepaskan 1 elektron sebuah atom pada keadaan dasarnya disebut energi ionisasi. Atom unsur-unsur selain H dapat melepas lebih dari 1 elektron, karena itu untuk unsur-unsur ini dikenal energi ionisasi pertama, kedua, ketiga dan seterusnya. Tentu saja energi ionisasi kedua lebih besar dari yang pertama, karena setelah yang pertama ini menjadi lebih elektropositif sehingga tarikannya akan lebih besar.  $E_1$ ,  $E_2$ ,  $E_3$  berurut-urut untuk Li : 520, 7.292, 6.045 kJ/mol.

Contoh :  $E_1 \text{ Be} > E_1 \text{ Li}$ , tetapi  $E_1 \text{ B} < E_1 \text{ Be}$  walaupun nomor atom B (=5) > Be (4). Begitu juga  $E_1 \text{ O} < E_1 \text{ N}$ , walaupun nomor atom O (=8) > N (=7). Mengapa hal ini dapat terjadi ?



Gambar 1.9. Variasi Energi Ionisasi dan No Atom

## 6. Afinitas Elektron

Afinitas elektron (EA) dari unsur dapat didefinisikan sebagai jumlah energi yang diserap ketika sebuah elektron ditangkap ke atom dalam keadaan gas untuk membentuk ion bermuatan negatif 1. Harga afinitas elektron biasanya dinyatakan



dengan tanda negatif karena pada proses tersebut dilepaskan energi. Jika harga afinitas elektron makin negatif, berarti afinitas elektron semakin besar.

Contoh:



Persamaan pertama mengatakan bahwa helium tidak dapat mengikat elektron maka  $\text{EA} = 0 \text{ kJ/mol}$ . Persamaan kedua menyatakan bahwa satu mol atom gas mengikat satu elektron untuk membentuk ion klorida, energi dilepaskan (eksotermis) sebesar 349 kJ. Afinitas beberapa unsur tertera pada Gambar 1.10

1	H -73								He 0	
2	Li -60	Be (-0)		B -29	C -122	N 0	O -141	F -328	Ne 0	
3	Na -53	Mg (-0)		Cu -118	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar 0
4	K -48	Ca (-0)		Ag -125	Ga -29	Ge -119	As -78	Se -195	Br -324	Kr 0
5	Rb -47	Sr (-0)		Au -282	In -29	Sn -107	Sb -101	Te -190	I -295	Xe 0
6	Cs -45	Ba (-0)			Tl -19	Pb -35	Bi -91			

Gambar 1.10 Afinitas Elektron

Unsur-unsur yang terdapat pada golongan VIIA mempunyai afinitas elektron yang paling besar, sebab dibandingkan dengan unsur seperiodenya unsur F, Cl, Br, dan I paling mudah menangkap elektron, karena jari-jarinya paling kecil. Harga afinitas elektron untuk golongan IIA dan VIIIA tidak ada, karena unsur golongan IIA subkulit terluarnya telah penuh terisi elektron, sedangkan golongan VIIIA kulit terluarnya sudah penuh sehingga tidak dapat lagi menerima elektron. Dalam satu periode dengan bertambahnya nomor atom, harga afinitas elektron cenderung bertambah besar. Dalam satu golongan dengan bertambahnya nomor atom, harga afinitas elektron atom cenderung semakin kecil.

Pada pembentukan anion, atom menangkap elektron, energi atom turun, jadi atom melepas energi. Energi yang dilepas oleh atom untuk menangkap 1 elektron pada keadaan dasarnya disebut *afinitas elektron*. Afinitas elektron mulai  ${}^6\text{C}$  sampai  ${}^9\text{F}$  tampak kurang eksotermik dibanding dengan atom-atom dengan  $n=3$  dibawahnya. Hal ini disebabkan unsur-unsur ini mempunyai kulit L yang cukup

rapat dengan elektron, sehingga setiap elektron yang akan memasuki kulit ini akan mendapatkan tolakan yang berarti. Karena ini, tarikan efektif dari inti menjadi berkurang dan akibatnya energi yang dilepas juga berkurang seperti ditunjukkan dengan afinitas elektron yang kurang negatif.

## 5. Keelektronegatifan

Keelektronegatifan suatu unsur adalah *bilangan yang menyatakan perbandingan gaya tarik atom terhadap elektron suatu ikatan*. Linus Pauling menyusun suatu tabel keelektronegatifan unsur-unsur, seperti pada Gambar 1.11.

IA													IIA												IIIA		IVA		VA		VIA		VIIA		VIIIA	
1	1 H 2.1																																		2 He	
2	3 Li 1.0	4 Be 1.5																							5 B 2.0		6 C 2.5		7 N 3.0		8 O 3.5		9 F 4.0		10 Ne	
3	11 Na 1.0	12 Mg 1.2																							13 Al 1.5		14 Si 1.8		15 P 2.1		16 S 2.5		17 Cl 3.0		18 Ar	
4	19 K 0.9	20 Ca 1.0	21 Sc 1.3	22 Ti 1.4	23 V 1.5	24 Cr 1.6	25 Mn 1.6	26 Fe 1.7	27 Co 1.7	28 Ni 1.8	29 Cu 1.8	30 Zn 1.6	31 Ga 1.7	32 Ge 1.9	33 As 2.1	34 Se 2.4	35 Br 2.8	36 Kr																		
5	37 Rb 0.9	38 Sr 1.0	39 Y 1.2	40 Zr 1.3	41 Nb 1.5	42 Mo 1.6	43 Tc 1.7	44 Ru 1.8	45 Rh 1.8	46 Pd 1.8	47 Ag 1.6	48 Cd 1.6	49 In 1.6	50 Sn 1.8	51 Sb 1.9	52 Te 2.1	53 I 2.5	54 Xe																		
6	55 Cs 0.8	56 Ba 1.0	57 La 1.1	72 Hf 1.3	73 Ta 1.4	74 W 1.5	75 Re 1.7	76 Os 1.9	77 Ir 1.9	78 Pt 1.8	79 Au 1.9	80 Hg 1.7	81 Tl 1.6	82 Pb 1.7	83 Bi 1.8	84 Po 1.9	85 At 2.1	86 Rn																		
7	87 Fr 0.8	88 Ra 1.0	89 Ac 1.1																																	
* <table><tr><td>58 Ce 1.1</td><td>59 Pr 1.1</td><td>60 Nd 1.1</td><td>61 Pm 1.1</td><td>62 Sm 1.1</td><td>63 Eu 1.1</td><td>64 Gd 1.1</td><td>65 Tb 1.1</td><td>66 Dy 1.1</td><td>67 Ho 1.1</td><td>68 Er 1.1</td><td>69 Tm 1.1</td><td>70 Yb 1.0</td><td>71 Lu 1.2</td></tr></table>																				58 Ce 1.1	59 Pr 1.1	60 Nd 1.1	61 Pm 1.1	62 Sm 1.1	63 Eu 1.1	64 Gd 1.1	65 Tb 1.1	66 Dy 1.1	67 Ho 1.1	68 Er 1.1	69 Tm 1.1	70 Yb 1.0	71 Lu 1.2			
58 Ce 1.1	59 Pr 1.1	60 Nd 1.1	61 Pm 1.1	62 Sm 1.1	63 Eu 1.1	64 Gd 1.1	65 Tb 1.1	66 Dy 1.1	67 Ho 1.1	68 Er 1.1	69 Tm 1.1	70 Yb 1.0	71 Lu 1.2																							
† <table><tr><td>90 Th 1.2</td><td>91 Pa 1.3</td><td>92 U 1.5</td><td>93 Np 1.3</td><td>94 Pu 1.3</td><td>95 Am 1.3</td><td>96 Cm 1.3</td><td>97 Bk 1.3</td><td>98 Cf 1.3</td><td>99 Es 1.3</td><td>100 Fm 1.3</td><td>101 Md 1.3</td><td>102 No 1.3</td><td>103 Lr 1.5</td></tr></table>																				90 Th 1.2	91 Pa 1.3	92 U 1.5	93 Np 1.3	94 Pu 1.3	95 Am 1.3	96 Cm 1.3	97 Bk 1.3	98 Cf 1.3	99 Es 1.3	100 Fm 1.3	101 Md 1.3	102 No 1.3	103 Lr 1.5			
90 Th 1.2	91 Pa 1.3	92 U 1.5	93 Np 1.3	94 Pu 1.3	95 Am 1.3	96 Cm 1.3	97 Bk 1.3	98 Cf 1.3	99 Es 1.3	100 Fm 1.3	101 Md 1.3	102 No 1.3	103 Lr 1.5																							

Gambar 1.11 Keelektronegatifan Unsur-Unsur.

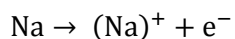
### 5.3. IKATAN KIMIA, BENTUK MOLEKUL

#### IKATAN KIMIA

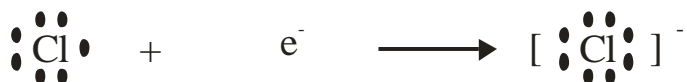
Salah satu butir dari teori atom Dalton menyatakan bahwa molekul senyawa disusun oleh atom-atom beberapa unsur. Dua buah atom H membentuk molekul  $H_2$ , atom-atom H dan O membentuk molekul  $H_2O$  dan atom-atom Na dan Cl membentuk NaCl. Atom-atom ini bergabung dengan yang lain dengan ikatan yang kuat yang disebut **ikatan kimia**. Ikatan kimia yang terjadi berupa tarik-menarik antar ion disebut **ikatan ionik**, sedangkan ikatan antar atom-atom di dalam molekul disebut **ikatan kovalen**.

#### STRUKTUR LEWIS IKATAN IONIK

Ikatan  $Na^+$  adalah atom Na yang telah melepaskan satu-satunya elektron valensinya. Karena itu struktur lewis dari Na dapat ditulis sebagai berikut :



Berbeda dengan Na ionisasi Cl menjadi  $\text{Cl}^-$  terjadi dengan cara menangkap elektron, karena Cl bersifat elektronegatif.



Jadi terbentuknya NaCl dari Na dan Cl dapat ditulis dengan struktur Lewis sebagai berikut :



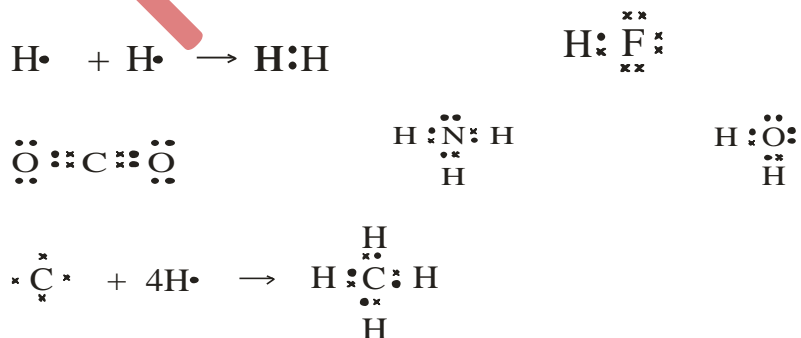
Dari reaksi dengan struktur Lewis di atas jelas bahwa terbentuknya ikatan ionik NaCl terjadi karena perpindahan elektron, yakni pelepasan elektron oleh atom Na menjadi ion

**Atom-atom cenderung melepas atau menangkap elektron sehingga jumlah elektron kulit terluarnya mencapai 8 seperti umumnya konfigurasi elektron gas mulia. (Perkecualian pada atom He, hanya 2 elektron)**

positif  $\text{Na}^+$  dan penangkapan elektron oleh atom Cl menjadi ion  $\text{Cl}^-$ . Dari kenyataan ini maka berlakulah kesimpulan umum yang disebut **Aturan Oktet** yang berbunyi :

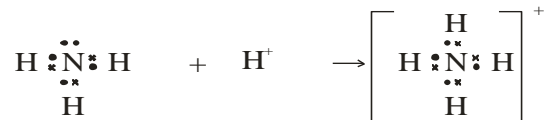
### IKATAN KOVALEN

Ikatan kovalen terjadi karena kedua atom memakai bersama pasangan elektron. Penggambaran struktur Lewis dari ikatan kovalen disesuaikan dengan konsep ikatan dan aturan oktet. Jadi diantara dua atom digambarkan pasangan-pasangan elektron dan disekeliling tiap-tiap atom harus terdapat 8 elektron (kecuali H dan atom-atom yang dekat dengan He). Tiap pasangan elektron menggambarkan satu ikatan



### Ikatan Kovalen Koordinasi

Terbentuknya  $\text{NH}_4^+$  dari  $\text{NH}_3 + \text{H}^+$ , ion  $\text{H}^+$  sama sekali tidak memiliki elektron. Jadi terbentuknya ikatan yang keempat pastilah karena ion  $\text{H}^+$  dan atom N memakai bersama pasangan elektron bebas yang awalnya dari atom N.



Ikatan yang terjadi karena penggunaan bersama pasangan elektron yang asalnya dari satu pihak disebut **ikatan kovalen koordinat**.

### KEPOLARAN MOLEKUL

Jika pada suatu ikatan antara 2 atom, salah satu atom lebih elektronegatif dari yang lain maka elektron yang membentuk ikatan akan lebih sering berada di dekat atom yang membentuk ikatan yang elektronegatif daripada yang lain. Akibatnya ujung yang elektronegatif akan menjadi kutub negatif dari molekul dan yang lain menjadi kutub positif. Molekul yang mempunyai kutub-kutub ini disebut molekul polar. Kutub positif diberi tanda  $\delta^+$  dan yang negatif  $\delta^-$ .

Contoh senyawa polar :



Pada molekul-molekul diatomik seperti  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  dan  $\text{N}_2$ , karena keelektronegatifan tiap atom dalam masing-masing molekul sama tentulah molekul-molekulnya bersifat nonpolar. Demikian juga pada  $\text{CH}_4$  dan  $\text{CCl}_4$ , walaupun keelektronegatifan atom-atom dalam tiap molekul tidak sama, tetapi karena gaya tarik tiap ikatan identik, simetris dan berlawanan arah, maka resultannya = 0. Akibatnya kedua senyawa ini bersifat non polar.

Secara umum kepolaran suatu molekul ditentukan oleh perbedaan elektronegatifitas atom-atom penyusunnya. Makin besar selisih keelektronegatifannya makin polar molekul tersebut, bahkan dapat bersifat ionik. Atom-atom dengan selisih elektronegatifitas kurang dari 1,7 cenderung membentuk ikatan kovalen, jika lebih dari 1,7 cenderung membentuk ikatan ionik.

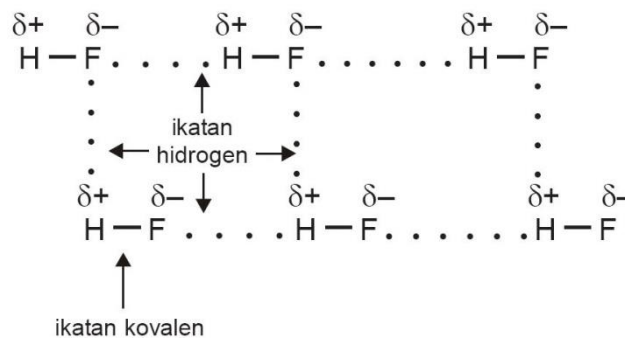
### Ikatan Logam

Ikatan kimia antara atom-atom penyusun logam bukanlah ikatan ion ataupun ikatan kovalen. Ikatan yang terjadi antar atom-atom dalam logam disebut **ikatan logam**.

Ikatan logam adalah ikatan kimia yang terbentuk akibat penggunaan bersama elektron--elektron valensi antara atom-atom logam. Kekuatan ikatan logam ditentukan oleh besarnya gaya tarik-menarik antara ion-ion positif dan elektron-elektron bebas.

### Ikatan Hidrogen

H Ikatan hidrogen adalah gaya tarik menarik yang cukup kuat antara molekul-molekul polar yang mempunyai atom hidrogen dan atom-atom yang sangat elektronegatif, misalnya F, O, N. Contoh: Ikatan hidrogen yang terjadi dalam molekul air dan senyawa HF.



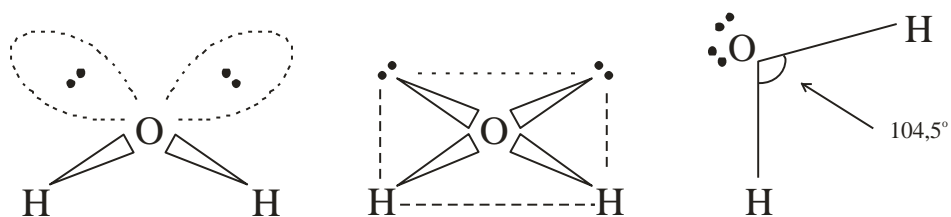
### BENTUK MOLEKUL

Salah satu teori yang menjelaskan tentang penggambaran bentuk geometri molekul adalah **Teori Penolakan Pasangan Elektron Valensi** (*Valensi Shell Electron Pair Repulsion*) yang menyatakan bahwa dalam membentuk struktur molekul yang stabil, pasangan-pasangan elektron tertata sedemikian rupa sehingga gaya tolak antar elektronnya sekecil-kecilnya. Pada struktur lewis dari  $\text{BeCl}_2$ , Be menjadi atom pusat karena ini kedua ikatan tentulah berasal dari Be. Agar pasangan-pasangan elektron mempunyai tolakan minimal, maka letak elektron itu harus sejauh-jauhnya, yakni dengan sudut ikatan  $180^\circ$ .



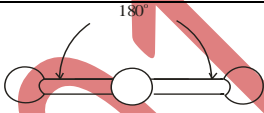
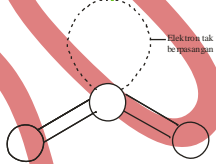
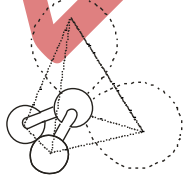
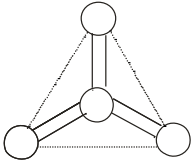
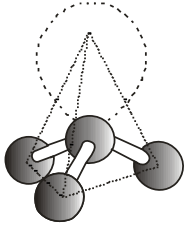
Demikian juga pada  $\text{CO}_2$ , walaupun jumlah pasangan elektron berbeda, kedua senyawa ini mempunyai bentuk geometrik *linier*.

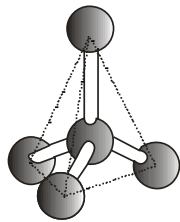
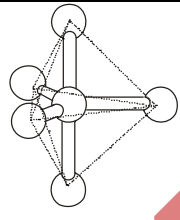
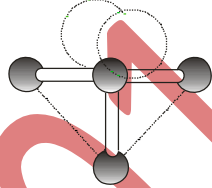
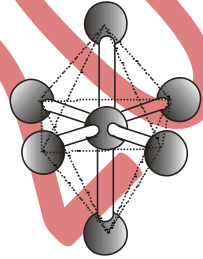
Bagaimana bentuk geometrik  $\text{H}_2\text{O}$ ? Data spektroskopik menunjukkan bahwa bentuk geometrik  $\text{H}_2\text{O}$  tidak linear, melainkan membentuk sudut atau garis bentuk. Pada struktur Lewis  $\text{H}_2\text{O}$  di atas, atom O dikelilingi 2 pasang elektron ikatan dan 2 pasang elektron bebas. Jika keempat pasang elektron tersebut identik maka sudut ikatan dalam ruang besarnya  $109,5^\circ$ . Tetapi karena adanya desakan 2 pasang elektron bebas, maka sudut ikatan  $\text{H}_2\text{O}$  kurang dari  $180^\circ$  bahkan kurang dari  $109,5^\circ$ .



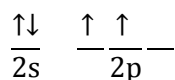
Sejalan dengan penjelasan di atas maka bentuk geometrik dari  $\text{BeCl}_3$  adalah segitiga. Berikut ini contoh bentuk geometrik molekul dan pola strukturnya.

Tabel 1.2. Bentuk Geometri molekul

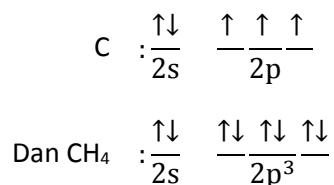
Pola Struktur	Contoh	Struktur	Bentuk Geometrik
$\text{AX}_2$	$\text{BeCl}_2$		Linier
$\text{AX}_2\text{E}$	$\text{SO}_2$		Non Linier (garis tekuk)
$\text{AX}_2\text{E}_2$	$\text{H}_2\text{O}$		Non Linier
$\text{AX}_3$	$\text{BCl}_3$		Segitiga datar
$\text{AX}_3\text{E}$	$\text{NH}_3$		Piramida trigonal

AX <sub>4</sub>	CH <sub>4</sub>		Tetrahedral
AX <sub>5</sub>	PCl <sub>5</sub>		Trigonal bipiramidal
AX <sub>3</sub> E <sub>2</sub>	ClF <sub>3</sub>		Bentuk T
AX <sub>6</sub>	SF <sub>6</sub>		Oktahedral
AX <sub>6</sub> E	IF <sub>5</sub>		Piramida Segiempat

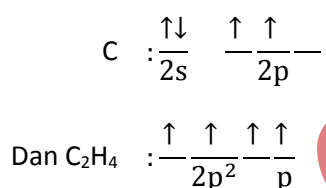
Tetapi bagaimana pembentukan ikatan pada CH<sub>4</sub>? Pertanyaan ini di jawab dengan teori hibridisasi. Diagram orbital C adalah :



Jadi jika harus terjadi tumpang tindih orbital antara C dan H seharusnya terbentuk molekul CH<sub>2</sub> karena terdapat 2 orbital 2p yang setengah penuh. Fakta menunjukkan bahwa tidak terdapat molekul CH<sub>2</sub>, yang ada hanya molekul CH<sub>4</sub>. Data spektroskopik menunjukkan bahwa panjang ikatan dan sudut ikatan pada CH<sub>4</sub> empat-empatnya identik. Untuk dapat menciptakan 4 orbital setengah penuh yang identik maka perlu eksitasi 1 elektron 2s ke orbital 2p dan sesudah itu peleburan 1s dengan 3 orbital 2p menjadi 4 orbital campuran yang identik disebut **orbital hibrida sp<sup>3</sup>**.



Selanjutnya bagaimana pembentukan ikatan rangkap pada  $\text{C}_2\text{H}_4$  pada etena, tiap atom C mengikat 3 atom lain. Karena ini tiap atom C sedikitnya menyediakan 3 orbital identik yang mengarah ke titik-titik sudut segitiga sama sisi. Untuk ini haruslah tersedia 3 elektron C menempati 3 orbital  $\text{sp}^2$ . Perubahan susunan orbital pada pembentukan etena adalah sebagai berikut :



Tumpang tindih 2 orbital p dengan poros yang sejajar menghasilkan orbital ikatan  $\pi$ , jika poros segaris (bersambungan) akan diperoleh orbital ikatan  $\sigma$ . Jadi antara kedua atom C terbentuk ikatan orbital  $\sigma$ , hasil tumpang tindih antara 2 orbital hibrida  $\text{sp}^2$ , dan orbital  $\pi$  sebagai hasil tumpang tindih orbital p yang sejajar. Kedua orbital inilah yang membentuk ikatan rangkap  $\text{C}=\text{C}$ . Macam hibridisasi yang diterapkan untuk suatu struktur ditentukan geometri molekul yang diperoleh dari eksperimen.

**Tabel 1.3** Macam Hibridisasi dan bentuk molekul

Orbital Hibrida	Jumlah Pasangan Elektron Ikatan Bebas	Bentuk Molekul	Contoh
<b>Sp</b>	2	Garis lurus,	$\text{BeCl}_2$
<b><math>\text{sp}^2</math></b>	3	Trigonal	$\text{C}_2\text{H}_2$
<b><math>\text{sp}^3</math></b>	4	Bujursangkar	$\text{XeF}_4$
<b><math>\text{sp}^3\text{d}</math></b>	5	Bipiramida trigonal	$\text{PCl}_5$
<b><math>\text{d}^2\text{sp}^3</math></b>	6	Oktahedral	$\text{SF}_6$
<b><math>\text{sp}^3\text{d}^2</math></b>	6		



### DAFTAR PUSTKA UTAMA

- Kasmadi, I.S., Gatot, L., Woro S. (2014) **Kimia Dasar I**. Semarang: UNNES Press
- Turella, R, dkk. (2016). **Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi B Pedagogik. Teori Belajar dan Implementasinya dalam Pembelajaran IPA, Profesional : Ikatan Kimia, Stoikiometri II, Redoks 2, dan pH** Jakarta : PPPPTK IPA-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan [tersedia on line].
- Turella, R, dkk. (2016). **Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi A. Pedagogik Perkembangan Peserta Didik, Profesional : Struktur Atom, Stokiometri 1, Asam Basa, Redoks 1**. Jakarta : PPPPTK IPA). Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan.[tersedia online].

**SUMBER BELAJAR PENUNJANG PLPG 2017**

**MATA PELAJARAN ILMU KIMIA**

**BAB 2**

**HUKUM-HUKUM DASAR KIMIA, STOIKIOMETRI**



**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**  
**2017**

## BAB 2.

### HUKUM-HUKUM DASAR KIMIA, STOIKIOMETRI

#### 1. Pengantar

Setelah mempelajari sumber belajar ini diharapkan pembaca mampu memahami dan menerapkan konsep, hukum-hukum dasar kimia, dan teori-teori kimia serta menyebutkan contoh penerapan hukum-hukum dasar kimia dalam pengembangan teknologi, terutama yang dapat ditemukan dalam kehidupan sehari-hari, mampu menggunakan bahasa simbolik dalam mendeskripsikan proses dan gejala alam/kimia, mampu bernalar secara kualitatif maupun kuantitatif tentang proses dan hukum kimia, dan memahami lingkup dan kedalaman kimia di Sekolah.

#### 2. Kompetensi Inti Guru :

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

#### 3. Kumpulan ompetensi Guru Mata Pelajaran [KKD]

- 1.1 Memahami secara **mandiri** mengenai konsep-konsep, hukum-hukum, dan teori-teori kimia yang meliputi struktur, thermodinamika, energetika dan kinetika serta penerapannya secara fleksibel.
- 1.2 Menggunakan dengan **kritis dan logis** mengenai bahasa simbolik kimia dalam mendeskripsikan proses dan gejala alam/ kimia.
- 1.5 Bernalar secara **kualitatif** maupun kuantitatif tentang proses dan hukum kimia.
- 1.7 Menjelaskan dengan **logis** penerapan hukum-hukum kimia dalam teknologi yang terkait dengan kimia terutama yang dapat ditemukan dalam kehidupan sehari-hari.
- 1.8 Memahami dengan **logis** mengenai lingkup dan kedalaman kimia sekolah

#### 4. Indikator Pencapaian Pembelajaran:

Setelah mempelajari sumber belajar ini peserta mampu:

1. memahami secara **mandiri** mengenai konsep-konsep kimia esensial yang penting serta penerapannya secara fleksibel.
2. menerapkan dengan **logis** hukum-hukum dasar dan teori-teori Kimia dalam konteks pembelajaran kimia di Sekolah Menengah
3. menerapkan **secara kreatif** mengenai konsep mol dalam menyelesaikan soal-soal stokiometri

4. menganalisis **dengan logis** perbedaan secara simbolik antara rumus empiris dan rumus molekul dalam senyawa kimia
5. menganalisis secara **kualitatif** maupun **kuantitatif** hubungan antara jumlah zat dalam suatu reaksi kimia atau di dalam proses industri.
6. menyebutkan dengan **kreatif** contoh penerapan hukum-hukum dasar kimia dalam pengembangan teknologi, terutama yang dapat ditemukan dalam kehidupan sehari-hari
7. menerapkan dengan kreatif mengenai konsep dan hukum dasar kimia dalam menyelesaikan soal Kimia Sekolah

## 5. Uraian Materi

### 5.1 HUKUM-HUKUM DASAR KIMIA

#### 1. Hukum Kekekalan Massa

Antoine Laurent Lavoisier (1783) merupakan orang pertama yang melakukan pengamatan ilmiah yang tepat untuk mempelajari perubahan kimia. Ia menimbang zat-zat sebelum dan sesudah perubahan kimia terjadi. Penimbangan ini dilakukannya bukan hanya untuk zat-zat yang berupa padatan maupun cairan saja, tetapi juga gas. Sejumlah besar pengamatannya menunjukkan bahwa massa semua zat yang mengalami perubahan kimia sama dengan massa zat-zat yang terbentuk pada perubahan kimia itu. Tentu saja penimbangan yang dilakukannya terbatas pada batas-batas ketelitian pengamatan massa yang dapat dilakukan pada saat itu. Oleh karena sifatnya yang sangat mendasar dan umum, maka penemuan Lavoisier itu disebut sebagai suatu hukum yang kemudian dikenal sebagai **hukum kekekalan massa**, yang sampai dengan saat ini hukum ini dinyatakan sebagai berikut:

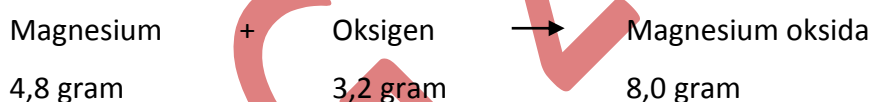
***Dalam system tertutup, massa zat-zat sebelum dan sesudah reaksi kimia adalah tetap***

Dengan cara pengamatan seperti itu, Lavoisier dapat menunjukkan bahwa suatu logam bila dipanaskan di udara, massanya bertambah, karena membentuk apa yang dinamakan oksida. Demikian pula, perubahan materi yang kita amati dalam kehidupan sehari-hari umumnya berlangsung dalam wadah terbuka. Jika hasil reaksi ada yang berupa gas

(seperti pada pembakaran kertas), maka massa zat yang tertinggal menjadi lebih kecil daripada massa semula. Sebaliknya, jika reaksi mengikat sesuatu dari lingkungannya (misalnya oksigen), maka hasil reaksi akan lebih besar daripada massa semula. Misalnya, reaksi logam magnesium dengan oksigen sebagai berikut. Magnesium yang mempunyai massa tertentu akan bereaksi dengan sejumlah oksigen di udara membentuk senyawa baru magnesium oksida.

Penemuan Lavoisier tersebut sangat bertentangan dengan “teori” flogiston yang telah menguasai kimia pada abad sebelumnya. **“Teori” flogiston** menyatakan bahwa bila zat terbakar atau membentuk oksida, maka dari zat itu akan keluar apa yang disebut flogiston, sehingga massa oksida zat itu lebih ringan dari zat itu sendiri. Pengamatan Lavoisier menunjukkan bahwa massa oksida logam lebih besar daripada massa logamnya. Berdasarkan kenyataan ini Lavoisier menunjukkan adanya suatu zat di udara yang berupa gas yang dapat membentuk oksida dengan logam-logam. Zat tersebut disebut sebagai OKSIGEN yang berarti membentuk oksida.

#### **Contoh**



## **2. Hukum Perbandingan Tetap**

**Joseph Louis** Proust (1799) menganalisis berbagai macam senyawa. Ia menunjukkan bahwa susunan dan perbandingan jumlah unsur-unsur yang membentuk senyawa tertentu, tak bergantung kepada tempat senyawa itu diperoleh ataupun cara pembentukan senyawa itu. Perbandingan massa hidrogen dan oksigen dalam air adalah tetap 1:8, tidak bergantung apakah air tersebut berasal dari air sumur, air laut, ataupun yang berasal dari pembakaran minyak bumi. Dalam FeS, massa Fe : massa S selalu 7 : 4. Massa Ca : Massa O dalam CaO selalu 5 : 2. Pengamatan Proust ini kemudian dikenal sebagai hukum perbandingan tetap, yang dinyatakan sebagai berikut:

***Perbandingan massa unsur-unsur yang membentuk senyawa tertentu yang murni, adalah tetap***

Apabila dua buah unsur direaksikan dan salah satu diantaranya dalam jumlah yang berlebihan, maka jumlah unsur yang berlebihan dari yang diperlukan untuk membentuk senyawa, tidak akan bereaksi.

Salah satu aplikasi hukum Proust adalah untuk menentukan kadar unsur-unsur dalam suatu persenyawaan. Kita ambil  $H_2O$  sebagai contoh. Dalam  $H_2O$ ,  $M_H : M_O = 1 : 8$ . Jumlah perbandingannya adalah 9. Dengan demikian:

$$\text{Kadar H dalam } H_2O = \frac{1}{9} \times 100 \%$$

$$\text{Kadar O dalam } H_2O = \frac{8}{9} \times 100 \%$$

Angka 1 pada pembilang adalah nilai banding H, angka 8 adalah nilai banding O sedang angka 9 adalah jumlah perbandingan. Jadi untuk  $H_2O$  berlaku:

$$\text{Kadar H dalam } H_2O = \frac{\text{nilai banding H}}{\text{jumlah perbandingan}} \times 100 \%$$

$$\text{Kadar O dalam } H_2O = \frac{\text{nilai banding O}}{\text{jumlah perbandingan}} \times 100 \%$$

Bagaimana jika logika ini kita generalisasikan untuk molekul  $A_pB_q$ .

$$M_A : M_B = p \text{ Ar A} : q \text{ Ar B}$$

jadi:

$$\text{nilai banding A} = p \text{ Ar A}$$

$$\text{nilai banding B} = q \text{ Ar B}$$

$$\text{jumlah perbandingan} = p \text{ Ar A} + q \text{ Ar B}$$

Kita tahu bahwa  $(p \text{ Ar A} + q \text{ Ar B})$  adalah massa rumus atau  $M_r A_pB_q$ . Jumlah Perbandingan =  $M_r A_pB_q$

Jadi dalam molekul  $A_pB_q$ :

$$\text{Kadar A} = \frac{\text{nilai banding A}}{\text{jumlah perbandingan}} \times 100 \%$$

$$\text{Kadar B} = \frac{\text{nilai banding B}}{\text{jumlah perbandingan}} \times 100 \%$$

Jika nilai banding dan jumlah perbandingan dimasukkan maka diperoleh :

Dalam Persenyawaan  $A_pB_q$

$$\text{Kadar A} = \frac{p \text{ Ar A}}{\text{Mr } A_pB_q} \times 100 \%$$

$$\text{Kadar B} = \frac{q \text{ Ar B}}{\text{Mr } A_pB_q} \times 100 \%$$

Selain kadar, massa unsur-unsur penyusun suatu persenyawaan juga dapat diperhitungkan dengan rumus yang mirip dengan rumus kadar, bedanya adalah, jika pada rumus penentuan kadar, faktor yang digunakan sebagai pengali adalah 100 %, maka pada penentuan massa penyusun suatu senyawa, faktor pengali 100 % diganti dengan faktor massa persenyawaan, jadi rumusnya adalah:

Dalam Persenyawaan  $A_pB_q$

$$\text{Massa A} = \frac{p \text{ Ar A}}{\text{Mr } A_pB_q} \times \text{Massa } A_pB_q$$

$$\text{Massa B} = \frac{q \text{ Ar B}}{\text{Mr } A_pB_q} \times \text{Massa } A_pB_q$$

Hukum Proust juga dapat digunakan untuk menentukan *rumus empirik* atau *rumus perbandingan yang paling sederhana* dari suatu persenyawaan jika massa unsur-unsur penyusunnya diketahui. Dalam hal ini, yang akan kita cari adalah berapa harga  $p : q$  yang paling sederhana dalam persenyawaan  $A_pB_q$ . Telah kita ketahui bahwa:

Dalam persenyawaan  $A_pB_q$ :

$$M_A : M_B = p \times \text{Ar A} : q \text{ Ar B}$$

Bentuk di atas juga dapat ditulis:

$$\frac{M_A}{M_B} = \frac{p \times \text{Ar A}}{q \times \text{Ar B}}$$

Dalam Persenyawaan  $A_pB_q$

$$p : q = \frac{M_A}{\text{Ar A}} : \frac{M_B}{\text{Ar B}}$$

Karena massa unsur dalam suatu persenyawaan adalah sebanding dengan kadarnya maka pernyataan di atas juga dapat ditulis:

Dalam Persenyawaan  $A_pB_q$

$$p : q = \frac{\text{Kadar A}}{\text{Ar A}} : \frac{\text{Kadar B}}{\text{Ar B}}$$

**Contoh:**

1. Suatu persenyawaan dibentuk oleh unsur C dan H. Massa C dalam persenyawaan tersebut adalah 24 gram sedang massa H nya adalah 6 gram. Bagaimana rumus empiriknya jika Ar C = 12 ; H = 1 ?
2. Kadar Fe dalam senyawa yang dibentuk oleh Fe dengan O adalah 70 % . Bagaimana rumus empirik oksida yang terbentuk jika Ar Fe = 56 , O = 16

**Jawab:**

1. Karena pembentuknya C dan H, kita misalkan senyawanya adalah  $C_pH_q$ .

$$\begin{aligned} p : q &= \frac{\text{massa C}}{\text{Ar C}} : \frac{\text{massa H}}{\text{Ar H}} \\ &= \frac{24 \text{ gr}}{12} : \frac{6 \text{ gr}}{1} = 2 \text{ gr} : 6 \text{ gr} = 1 : 3 \end{aligned}$$

Jadi rumus empiriknya adalah  $CH_3$ .

2. Kita misalkan rumus empiriknya adalah  $Fe_pO_q$

$$p : q = \frac{\text{kadar Fe}}{\text{Ar Fe}} : \frac{\text{kadar O}}{\text{Ar O}}$$

Diketahui kadar Fe = 70 % , jadi kadar O = 30 %

$$p : q = \frac{70}{56} : \frac{30}{16} = \frac{10}{8} : \frac{15}{8} = 2 : 3$$

Jadi rumus empiriknya adalah  $Fe_2O_3$ .

Kedua hukum di atas, yaitu *hukum kekekalan massa dan hukum perbandingan tetap didasarkan pada hasil pengamatan.*

### **Penyimpangan Hukum Perbandingan Tetap**

Terdapatnya dua macam senyawa dengan dua perbandingan massa unsur-unsur penyusunnya, menunjukkan adanya penyimpangan dari hukum perbandingan tetap. Misalnya air mempunyai perbandingan massa hidrogen dan oksigen = 1:8, sedangkan air



berat mempunyai massa hidrogen dan oksigen = 1:4. Penyimpangan hukum perbandingan tetap ini kemudian dapat dijelaskan dengan adanya isotop.

### Senyawa Non Stoikiometrik

Ada senyawa yang komposisi unsur-unsurnya menyimpang dari hukum perbandingan tetap, misalnya  $\text{TiO}$  yang berkisar dari  $\text{Ti}_{0,7}\text{O}$  sampai  $\text{TiO}_{0,7}$ ,  $\text{PbS}_{1,14}$ ,  $\text{UO}_{2,12}$ . senyawa demikian disebut senyawa non Daltonion, Berthollide atau non stoikiometrik.

### 3. Hukum Kelipatan Perbandingan

Hukum Kelipatan Perbandingan merupakan ramalan teori atom Dalton yang sangat penting. Teori atom Dalton dapat meramalkan suatu sifat yang sampai saat ini belum teramati, yaitu yang kemudian dikenal sebagai **Hukum Kelipatan Perbandingan**, yakni:

***Bila ada dua unsur dapat membentuk lebih dari satu senyawa, perbandingan massa unsur yang satu yang bersenyawaan dengan sejumlah massa tetap dari unsur yang lain adalah sebagai bilangan yang mudah dan bulat***

#### Contoh :

Nitrogen dan Oksigen dapat membentuk 5 macam senyawa berikut :

Senyawa	% Nitrogen	% Oksigen	massa N : massa O
I	63,7	36,3	1 : 0,57
II	46,7	53,3	1 : 1,14
III	36,9	63,1	1 : 1,74
IV	30,5	69,5	1 : 2,28
V	25,9	74,1	1 : 2,86

Perbandingan massa Oksigen yang bereaksi dengan satu bagian Nitrogen adalah :

0,57 : 1,14 : 1,74 : 2,28 : 2,86 atau 1 : 2 : 3 : 4 : 5

Angka perbandingan ini merupakan bilangan yang mudah dan bulat.

### 4. Hukum Perbandingan Setara

***Bila suatu unsur bergabung dengan unsur yang lainnya, maka perbandingan massa kedua unsur tersebut adalah perbandingan massa ekivalennya, atau suatu kelipatan sederhana darinya.***

**Massa ekivalen** suatu unsur adalah massa unsur tersebut yang bereaksi dengan 8,00 g oksigen atau yang setara dengan itu.

**Contoh :**

Massa H : massa O (dalam air) ialah 1,008 : 8,00

Massa H : massa O (dalam Hidrogen Peroksida) ialah 0,54 : 8,00 (1,008 adalah kelipatan dari 0,54)

### Hukum-Hukum Gas

Reaksi-reaksi kimia tidak hanya terjadi pada larutan/cairan, namun juga melibatkan gas. Keunikan sifat gas terletak pada sifatnya yang sangat dipengaruhi oleh tekanan dan temperatur. Berbeda dengan zat cair serta zat padat yang volume hanya sedikit berubah pada perubahan temperatur, dan bahkan hampir tak berubah oleh perubahan tekanan, maka volume gas akan sangat berubah jika tekanan atau temperaturnya diubah. Jika kita mempunyai 5 liter gas oksigen pada temperatur 0<sup>0</sup> Celsius dengan tekanan 1 atmosfer maka kita tulis 5 liter O<sub>2</sub> (0<sup>0</sup> C ; 1atm). Jika 5 liter gas oksigen itu temperaturnya 25<sup>0</sup>C tekanannya 2 atmosfer maka kita tulis 5 liter O<sub>2</sub> (0<sup>0</sup> C ; 1atm).

Keadaan (0<sup>0</sup> C ; 1atm) untuk gas disebut keadaan standar atau keadaan *STP* (Standar Temperatur and Pressure = temperatur dan tekanan standar). Jadi, 5 liter O<sub>2</sub> (0<sup>0</sup>C ; 1atm) dapat ditulis 5 liter O<sub>2</sub> (STP). Berikut adalah hukum-hukum yang mendasari perhitungan kimia pada reaksi yang melibatkan wujud gas.

### Hukum Penyatuan Volume (Gay Lussac, 1808)

***Pada kondisi tekanan dan temperatur yang sama, perbandingan volume gas-gas pereaksi dan gas-gas hasil reaksi merupakan bilangan yang mudah dan bulat***

Apakah yang dimaksud dengan bulat dan sederhana ? Ternyata, perbandingan volume gas-gas peserta reaksi adalah sebanding dengan perbandingan koefisien reaksinya. Secara umum dapat dinyatakan bahwa pada reaksi antara gas A dan gas B menghasilkan gas A<sub>x</sub>B<sub>y</sub> dalam reaksi yang koefisiennya berturut-turut x, y dan satu:

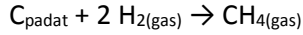


maka: Volume A : Volume B : Volume C = x : y : 1

Jadi pada reaksi:



Yang harus sangat diperhatikan adalah bahwa **hukum ini hanya berlaku untuk reaksi antar gas**. Untuk jelasnya, mari kita lihat reaksi berikut:



Volume  $\text{H}_2$  dan  $\text{CH}_4$  memang sebanding dengan koefisiennya yaitu 2 : 1, tetapi volume C, tidak ada hubungannya dengan koefisien reaksi. Jadi kita tidak boleh menyatakan bahwa  $V \text{ C}_{\text{padat}} : V \text{ H}_{2(\text{gas})} = 1 : 2$  karena pada reaksi tersebut karbon tidak dalam keadaan gas.

### Hukum Avogadro (1811)

***Pada kondisi tekanan dan temperatur yang sama, maka volume yang sama dari semua gas mengandung jumlah molekul yang sama***

Pada temperatur dan tekanan yang sama:

$$\frac{V}{n} = C \quad \text{atau} \quad \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Hukum ini semula dikenal sebagai hipotesis Avogadro, yang tidak diakui orang lain sampai kira-kira setengah abad. Hipotesis Avogadro yang terpenting adalah :

- a. Gas-gas yang umum adalah diatomik
- b. Massa molekul relatif suatu gas kira-kira dua kali rapat uapnya

$$\begin{aligned} \text{Massa Molekul Relatif} &= \frac{\text{massa 1 molekul gas}}{\text{massa 1 atom hidrogen}} \\ &= \frac{\text{massa 1 molekul gas}}{\text{massa } \frac{1}{2} \text{ molekul hidrogen}} \end{aligned}$$

$$\text{Rapat Uap terhadap gas hidrogen} = \frac{\text{massa 1 molekul gas}}{\text{massa 1 molekul hidrogen}}$$

Dari persamaan di atas maka dapat dinyatakan bahwa:

*Rapat uap suatu gas (terhadap hidrogen) adalah perbandingan massa gas itu dengan massa gas hidrogen yang harganya adalah setengah kali massa rumus gas itu.*

## Volume Molar ( $\bar{V}$ )

**Volume molar** yaitu volume dari 1 mol gas pada temperatur dan tekanan tertentu. Sebagai contoh jika pada keadaan tertentu 2 mol gas bervolume 60 liter, maka volume molar gas itu adalah  $\frac{60 \text{ liter}}{2 \text{ mol}} = 30 \text{ liter/mol}$ . Secara umum hubungan antara volume molar ( $\bar{V}$ ), volume (V) dan jumlah mol (n) adalah:

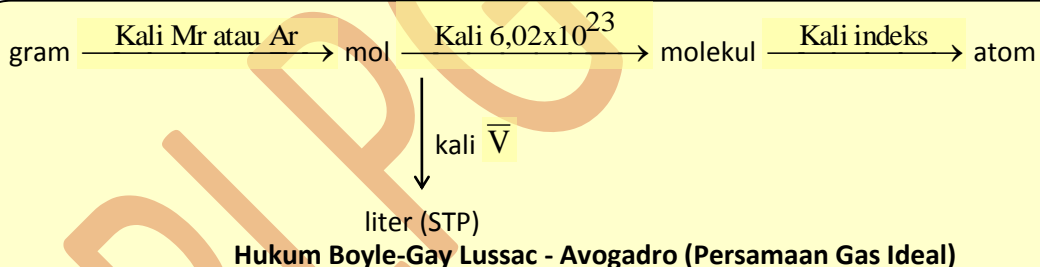
$$\bar{V} = \frac{V}{n} \text{ atau } V = n \times \bar{V}$$

## Volume Molar Standar ( $\bar{V}^0$ )

**Volume molar standar** adalah volume 1 mol gas pada temperatur 0°C (273 K) dan tekanan 1 atm. Selanjutnya dengan pengukuran yang cermat terhadap volume gas diketahui bahwa *volume 1 mol sembarang gas yang diukur pada STP adalah 22,4 liter*. Dengan menggunakan patokan volume molar standar kita dapat menentukan hubungan antara volume gas (STP) dan jumlah molnya, yaitu:

$$V = n \times 22,4 \text{ liter}$$

Sekarang kita juga dapat membuat skema konversi yang lebih lengkap yaitu:



Menurut **Boyle**, hubungan terbalik antara volume dan tekanan gas dengan massa serta temperatur yang tetap. Artinya jika gas dengan temperatur tetap berada pada ruang yang tertutup rapat oleh tutup yang dapat digerakkan (sehingga volumenya dapat diubah-ubah tetapi massa gas di dalamnya tetap) ternyata jika volume dibesarkan, tekanan akan mengecil, dan sebaliknya jika volume dkecilkan, tekanan akan membesar, sedemikian rupa sehingga hasil kali antara tekanan (P) dengan volume (V) selalu konstan (C). Jadi hukum Boyle dapat ditulis: Jika massa dan temperatur gas tetap, berlakulah hubungan:

$$P V = C \text{ atau } P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Selanjutnya Gay Lussac melakukan percobaan, memanaskan sejumlah gas yang berada dalam ruangan tertutup yang tutupnya dapat bergerak bebas. Dari hasil percobaannya, Gay Lussac menyatakan bahwa, volume gas akan membesar jika temperatur dinaikkan dan volume akan mengecil jika temperatur dkecilkan sedemikian rupa sehingga harga volume (V) dibagi temperatur (T) selalu konstan (C) . Hukum Gay Lussac ini dapat ditulis: Jika massa dan tekanan gas tetap, maka berlaku hubungan:

$$\frac{V}{T} = C \text{ atau } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Jika hukum Boyle dan Gay Lussac digabungkan kita peroleh hukum Boyle-Gay Lussac, yaitu jika massa gas tetap, berlaku hubungan

$$\frac{P V}{T} = C \text{ atau } \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Yang perlu dicatat di sini adalah, satuan temperatur yang digunakan pada setiap hitungan adalah Kelvin, bukan derajat Celsius. Selanjutnya jika hukum Boyle-Gay Lussac ini kita gabungkan dengan hukum Avogadro yaitu  $V/n = C$ , maka kita akan mendapatkan hubungan yang disebut Hukum Boyle-Gay Lussac-Avogadro, yaitu:

$$\frac{P V}{n T} = C$$

Selanjutnya kita ingin mengetahui berapa sebenarnya harga tetapan C itu ? Kita telah tahu, bahwa jika  $n = 1 \text{ mol}$ ,  $P = 1 \text{ atm}$ ,  $T = 0^\circ \text{ C} = 273 \text{ K}$ , maka  $V = 22,4 \text{ liter}$ . Jadi:

$$\begin{aligned} C &= \frac{P V}{n T} \\ &= \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ liter}}{1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K}} = \frac{22,4}{273} \text{ liter atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \\ &= 0,082 \text{ liter atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \end{aligned}$$

Selanjutnya harga  $C = \text{liter atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$  diberi lambang R yaitu Tetapan gas ideal. Dan hukum Boyle-Gay Lussac-Avogadro ditulis:

$$\frac{P V}{n T} = R \text{ atau } P V = n R T$$

yang biasa disebut *Persamaan Gas Ideal* dengan  $R = 0,082 \text{ liter atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ . (Dalam sistem SI harga  $R = 8,14 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ). Karena volume molar  $\bar{V} = V/n$  maka persamaan gas ideal juga boleh ditulis:

$$p \bar{V} = RT$$

### Hukum Dalton tentang tekanan parsial gas

Jika dalam ruangan terdapat beberapa macam gas, maka tekanan ruangan adalah total dari tekanan parsial masing-masing gas. Jika di dalam ruangan yang tekanan  $P$  terdapat 2 macam gas yaitu gas A dengan tekanan parsial  $P_A$  dan gas B dengan tekanan parsial  $P_B$ , maka tekanan total :

$$P = P_A + P_B$$

Kita misalkan dalam ruangan terdapat  $n$  mol gas yang terdiri atas  $n_A$  mol gas A dan  $n_B$  mol gas B sedemikian rupa sehingga  $n = n_A + n_B$ , dan karena kedua gas berada dalam satu ruangan maka  $V$  dan  $T$  nya sama, maka dengan menggunakan persamaan gas ideal, yaitu  $P V = n R T$ , kita memperoleh:

$$P_A = \frac{n_A \cdot RT}{V} ; \quad P_B = \frac{n_B \cdot RT}{V} ; \quad P = \frac{n R T}{V}$$

Jika  $P_A$  maupun  $P_B$  dibagi  $P$  ruangan, maka:

$$P_A / P = \frac{n_A \cdot RT}{V} : \frac{n R T}{V} = \frac{n_A}{n} = x_A$$

$$P_B / P = \frac{n_B \cdot RT}{V} : \frac{n R T}{V} = \frac{n_B}{n} = x_B$$

Jadi :

$$P_A = x_A \cdot P$$

$$P_B = x_B \cdot P$$

$P_A$  = tekanan parsial gas A

$P_B$  = tekanan parsial gas B

$P$  = tekanan seluruh ruang

$x_A$  = fraksi mol gas A =  $n_A/n$

$x_B$  = fraksi mol gas B =  $n_B/n$

$$x_A + x_B = 1$$

Dalam bentuk deskripsi, bunyi hukum Dalton mengenai tekanan parsial adalah:

*Tekanan parsial gas-gas yang berada dalam sebuah ruangan adalah sebanding dengan fraksi mol gas itu.*

**Contoh soal:**

Sebuah ruangan yang volume V liter berada pada P,T tertentu. Tekanan ruangan itu adalah 2 atm. Jika dalam ruangan 4 gram CH<sub>4</sub> dan 22 gram CO<sub>2</sub> , Mr CH<sub>4</sub> = 16 dan Mr CO<sub>2</sub> = 44, maka tentukan: (a) fraksi mol CH<sub>4</sub> ; (b) fraksi mol CO<sub>2</sub>; (c) tekanan parsial CH<sub>4</sub> ; (d) tekanan parsial CO<sub>2</sub>, dan (e) volume ruangan V, jika pada kondisi tersebut 1 gram gas NO = 1 liter ( Mr NO = 30)

**Jawab:**

$$n \text{ CH}_4 = \frac{4}{16} \text{ mol} = 0,25 \text{ mol}$$

$$n \text{ CO}_2 = \frac{22}{44} \text{ mol} = 0,5 \text{ mol}$$

$$\text{Jadi } n = 0,25 \text{ mol} + 0,5 \text{ mol} = 0,75 \text{ mol}$$

$$(a) X \text{ CH}_4 = \frac{n \text{ CH}_4}{n} = \frac{0,25}{0,75} = \frac{1}{3}$$

$$(b) X \text{ CO}_2 = \frac{n \text{ CO}_2}{n} = \frac{0,5}{0,75} = \frac{2}{3}$$

$$(c) P \text{ CH}_4 = X \text{ CH}_4 \cdot P = \frac{1}{3} \times 2 \text{ atm} = \frac{2}{3} \text{ atm}$$

$$(d) P \text{ CO}_2 = X \text{ CO}_2 \cdot P = \frac{2}{3} \times 2 \text{ atm} = \frac{4}{3} \text{ atm}$$

(e) V dicari dari volume molar NO.

$$\text{Diketahui } 1 \text{ liter NO} = 1 \text{ gram} = \frac{1}{30} \text{ mol}$$

$$\bar{V} \text{ NO} = \frac{V \text{ NO}}{n \text{ NO}} = \frac{1 \text{ liter}}{\frac{1}{30} \text{ mol}} = 30 \text{ lt/mol}$$

$$\text{Jumlah mol dalam ruang} = 0,75 \text{ mol}$$

$$\text{Jadi volume ruang} = 0,75 \text{ mol} \times 30 \text{ lt/mol} = 22,5 \text{ lt}$$

## 5.2 . STOKIOMETRI [ PERHITUNGAN KIMIA]

Pembahasan perhitungan kimia dalam sumber belajar ni ditekankan pada perhitungan kimia yang berhubungan dengan pemanfaatan koefisien pada reaksi kimia , konsep mol dan hukum-hukum yang berhubungan dengan sifat-sifat gas.

## 1. KONSEP MOL

Dalam kehidupan keseharian, kita tentu sering menggunakan suatu satuan jumlah, untuk menyatakan banyaknya suatu individu sebuah barang. Dalam bidang ilmu kimia dan ilmu pengetahuan pada umumnya dikenal juga cara untuk menyatakan suatu satuan yaitu satuan jumlah yang digunakan untuk menyatakan banyak atom dalam suatu unsur atau banyaknya molekul suatu persenyawaan. Istilah yang digunakan adalah *mol* (satuan jumlah yang terdiri atas  $6,02 \times 10^{23}$ ).

$$1 \text{ mol unsur} = 6,02 \times 10^{23} \text{ atom}$$

$$1 \text{ mol senyawa} = 6,02 \times 10^{23} \text{ molekul}$$

Hubungan antara jumlah mol (n) dan massa (m)

Untuk atom

$$\text{gram} \xrightarrow{: Ar} \text{mol} \xrightarrow{\times 6,02 \times 10^{23}} \text{atom}$$

Untuk Persenyawaan

$$\text{gram} \xrightarrow{\text{Bagi } Mr} \text{mol} \xrightarrow{\text{kali } 6,02 \times 10^{23}} \text{molekul} \xrightarrow{\text{kali indeks}} \text{atom}$$

### MASSA ATOM RELATIF (Ar) DAN MASSA MOLEKUL RELATIF (Mr)

Salah satu bagian dari teori atom Dalton menyatakan bahwa atom memiliki massa yang berbeda, jika unsurnya berbeda. Penentuan massa atom suatu unsur dapat diterangkan dengan atom Dalton. **Massa atom relatif** adalah harga rata-rata massa atom suatu unsur. Massa Atom Relatif diberi simbol *Ar* yang sampai sekarang digunakan sebagai pengganti **Berat Atom**. **Massa Molekul Relatif** yang diberi simbol **Mr** dipergunakan untuk menyatakan massa (dalam gram) satu mol suatu senyawa. Istilah massa molekul ini tidak berlaku bagi senyawa ionik, karena senyawa ionik tidak terdiri atas molekul-molekul, tetapi terdiri atas ion-ion. Untuk senyawa ionik dipergunakan istilah Massa Rumus Relatif dengan simbol yang sama yaitu *Mr*. Istilah **Massa Molekul Relatif** atau **Massa Rumus Relatif** yang diberi simbol **Mr** adalah istilah yang sampai sekarang dipergunakan sebagai pengganti istilah **Berat Molekul (BM)**. Ada 3 cara untuk menentukan *Ar* dan *Mr*.

#### 1. Hukum Dulong dan Petit (1819)

*Untuk unsur logam, hasil kali massa atom relatif dan kalor jenisnya pada temperatur kamar kira-kira  $27 \text{ Jg}^{-1} \text{ K}^{-1}$*



**Contoh :**

Suatu logam mempunyai kalor jenis  $0,24 \text{ Jg}^{-1}\text{K}^{-1}$ , maka massa atom relatif ( $A_r$ ) nya (kira-kira) =  $27 : 0,24 = 112$ .

## 2. Metode Cannizaro (1856)

Metode ini didasarkan atas anggapan bahwa molekul mengandung sejumlah atom yang merupakan bilangan bulat. Metode Cannizaro dipergunakan untuk menentukan massa atom relatif unsur-unsur non logam, seperti nitrogen, karbon belerang dan sebagainya yang tidak dapat menggunakan Hukum Dulong dan Petit.

**Contoh :**

Perhatikan Tabel 2.1 berikut.

Senyawa	$R_H$	$M_r$	Persen Massa Karbon	Massa Atom Karbon dalam 1 Massa Molekul Relatif
Benzena	39	78	92,3	$0,923 \times 78 = 72$
Propana	22	44	81,8	$0,818 \times 44 = 36$
Etana	15	30	80,0	$0,800 \times 30 = 24$
Metana	8	16	75,0	$0,750 \times 16 = 12$
Metanal	15	30	40,0	$0,400 \times 30 = 12$

Massa terkecil unsur karbon yang terdapat dalam 1 mol senyawa- senyawa di atas adalah 12. Jadi massa atom relatif karbon = 12.

## 3. Metode Spektroskopi Massa

Perkembangan pengetahuan tentang atom dan inti serta dengan ditemukannya isotop-isotop unsur menyebabkan skala relatif tentang massa atom mulai dipertanyakan, karena ada kekhawatiran bahwa kelimpahan isotop (komposisi isotop) dapat berubah, yang berakibat skala secara keseluruhan harus diperbaharui. Jalan keluarnya ialah menentukan baik massa isotop maupun kelimpahan isotop. Hal ini dapat dipenuhi dengan menggunakan alat yang disebut **Spektroskopi Massa**. Berdasarkan kedua data tersebut, dapat ditentukan massa atom relatif dari suatu unsur.

**Contoh :**

Galium mempunyai isotop  $^{69}\text{Ga}$  dan  $^{71}\text{Ga}$  dengan kelimpahan isotop berurut-urut 60% dan 40%, maka Massa Atom Relatif Ga adalah :

$$\frac{69 \times 60}{100} + \frac{71 \times 40}{100} = 41,4 + 28,4 = 69,9$$

**PENERAPAN KONSEP MOL PADA GAS DAN LARUTAN**

Persamaan gas ideal yang terkenal ialah  $PV = nRT$  dengan R adalah tetapan gas dan n adalah jumlah mol zat. Pada keadaan standar yaitu temperatur  $0^\circ\text{C}$  (273 K) dan tekanan 101325 Pa (1 atm) , 1 mol gas menempati volume 22,414 liter yang biasanya disederhanakan sebagai 22,4 L.

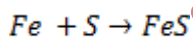
**PEREAKSI PEMBATAS**

Berdasarkan persamaan reaksi yang sudah setara, dapat dihitung banyaknya zat yang bereaksi dan atau hasil reaksi. Perhitungan ini didasarkan pada angka perbandingan mol pereaksi dan hasil reaksi. Dalam praktek, ditemukan bahwa tidak semua pereaksi dapat bereaksi, salah satu pereaksi habis bereaksi. Pereaksi yang habis bereaksi disebut pereaksi pembatas, karena membatasi kemungkinan terus berlangsungnya reaksi. Jadi banyaknya hasil reaksi dibatasi oleh pereaksi pembatasnya.

**Contoh :**

Jika direaksikan 28 g serbuk besi dan 32 g belerang, zat yang mana yang disebut pereaksi pembatas dan berapa g besi belerang (FeS) yang dihasilkan?

**Jawab :**



Jika 1 mol Fe bereaksi dengan 1 mol S, maka terjadi 1 mol FeS.

$$\begin{aligned} \text{Fe} &= 28 \text{ g} \\ &= \frac{28}{56} \text{ mol} = 0,5 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{S} &= 32 \text{ g} \\ &= \frac{32}{32} \text{ mol} = 1 \text{ mol} \end{aligned}$$

Pada reaksi tersebut yang bertindak sebagai pereaksi pembatas adalah Fe, karena Fe habis, sedangkan S yang bereaksi hanya 0,5 mol, sehingga masih ada sisanya yang tidak bereaksi sebanyak 0,5 mol. Jadi FeS yang terjadi = 0,5 mol = 0,5 mol x 88 g/mol = 44 g.

## DAFTAR PUSTAKA

- Devi, Poppy K, dkk. (2016). *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi C Pedagogik: Metode dan Pendekatan Pembelajaran, Profesional : Bentuk Molekul, Redoks 3, Termokimia , Stokiometri 3, Laju Reaksi 1*, Jakarta : PPPPTK IPA-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan
- Turella, R, dkk. (2016). *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi B Pedagogik. Teori Belajar dan Implementasinya dalam Pembelajaran IPA, Profesional : Ikatan Kimia, Stoikiometri II, Redoks 2, dan pH* Jakarta : PPPPTK IPA-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan.

**SUMBER BELAJAR PENUNJANG PLPG 2017**

**MATA PELAJARAN ILMU KIMIA**

**BAB 3**

**ENERGITIKA, KINETIKA, DAN KESETIMBANGAN KIMIA**



**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  
2017**

## **BAB 3.**

### **ENERGITIKA, KINETIKA, DAN KESETIMBANGAN KIMIA**

#### **1. Pengantar**

Setelah belajar dengan sumber belajar ini, pembaca diharapkan mampu memahami konsep-konsep, hukum-hukum, dan teori-teori kimia yang meliputi termodinamika, energetika secara fleksibel dalam konteks pembelajaran kimia di Sekolah Menengah dan menyebutkan contoh penerapannya dalam kehidupan sehari-hari

#### **2. Kompetensi Inti**

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

#### **3. Kumpulan Kompetensi Dasar (KKD)**

- 1.1 Memahami konsep, hukum-hukum, dan teori-teori kimia yang meliputi struktur, termodinamika, energetika dan kinetika serta penerapannya secara fleksibel.
- 1.2 Memahami proses berpikir kimia dalam mempelajari proses dan gejala alam.
- 1.5 Bernalar secara kualitatif maupun kuantitatif tentang proses dan hukum kimia.
- 1.8 Memahami lingkup dan kedalaman kimia sekolah.

#### **4. Indikator Pencapaian Kompetensi**

Setelah belajar dengan sumber belajar ini, pembaca mampu :

- 1. memahami dan menerapkan hukum-hukum termodinamika dan energetika kimia dalam penyelesaian soal-soal Kimia di Sekolah Menengah
- 2. menganalisis secara kritis hubungan berbagai variabel dalam menghitung entalpi, entropi, dan energi bebas Gibbs suatu reaksi kimia
- 3. menjelaskan dan menerapkan hukum-hukum termodinamika kimia.
- 4. memahami dan menerapkan hukum laju reaksi dalam menyelesaikan soal Kimia di Sekolah Menengah
- 5. menyebutkan secara kreatif berbagai -faktor yang mempengaruhi laju reaksi
- 6. menjelaskan dan menerapkan hukum laju reaksi
- 7. menyebutkan contoh aplikasi hukum kesetimbangan dan pergeseran kimia dalam kehidupan sehari-hari.

8. menjelaskan dan menerapkan hukum kesetimbangan kimia dan penerapannya dalam kehidupan.

## 5. Uraian Materi

### 5.1 ENERGITIKA KIMIA

#### 1. Sistem, Lingkungan dan Fungsi Keadaan

*Sistem* adalah bagian dari alam semesta fisik yang berupa zat atau campuran yang dipelajari sifat-sifat dan perilakunya. Contoh jika kita sedang membahas tentang sejumlah gas dalam ruang tertentu, maka gas itu disebut *sistem*. Suatu sistem terdiri atas materi. Segala sesuatu yang berada di luar sistem disebut *lingkungan*. Sistem berinteraksi dengan lingkungan berupa pertukaran energi dan atau materi. Berdasarkan pertukaran ini dapat dibedakan tiga jenis sistem yaitu sistem tersekat (terisolasi), sistem tertutup, dan sistem terbuka.

Suatu sistem dapat mengalami perubahan keadaan dari keadaan awal tertentu ke keadaan akhir tertentu melalui proses. Suatu proses dapat bersifat reversibel atau tak reversibel. Semua proses di alam sifatnya tak reversible. Suatu proses yang dapat diperlakukan reversibel, misalnya proses pengubahan fasa pada titik transisi (contoh : proses penguapan air pada suhu 100°C dan 1 atm). Setiap proses dapat dikerjakan secara **isotherm** (suhu tetap), **isobar** (tekanan tetap), **isokhor** (volume tetap) atau secara **adiabat** (tanpa pertukaran kalor).

#### 2. Energi Dalam, Kalor dan Kerja

Reaksi kimia selalu berlangsung dengan melibatkan energi, baik penyerapan maupun pelepasan energi. Reaksi yang menyerap energi disebut **reaksi endoterm**, sedangkan reaksi yang melepas energi disebut **reaksi eksoterm**. Jumlah energi yang menyertai suatu reaksi disebut dengan **kalor reaksi**. Jumlah kalor yang menyertai suatu reaksi **bergantung pada jumlah zat yang direaksikan, suhu, tekanan serta wujud zat-zat yang terlibat dalam reaksi**. Kalor bukanlah sifat sistem melainkan bergantung pada proses, maka kalor bukan merupakan fungsi keadaan. Kemampuan zat untuk menyerap atau melepas kalor merupakan sifat termal zat. Ada dua jenis sifat termal, yaitu **kalor jenis** dan **kapasitas kalor**.

##### a. Kalor Jenis

Kalor jenis (*c*) adalah jumlah kalor yang diperlukan untuk menaikkan suhu 1 gram zat sebesar 1 °C. Secara umum, besarnya kalor yang dilepas atau diserap zat atau sistem dirumuskan sebagai berikut :

$$q = m \times c \times \Delta T \quad (1)$$

dengan *q* : kalor yang diserap atau dilepas (J atau kJ)

$m$  : massa (g atau kg)

$c$  : kalor jenis ( $\text{J g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$  atau  $\text{J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$ )

$\Delta T$  : perubahan suhu ( $^\circ\text{C}$  atau K)

## b. Kapasitas Kalor

Kapasitas kalor ( $C$ ) didefinisikan sebagai jumlah kalor yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu zat atau sistem sebesar  $1^\circ\text{C}$  atau  $1\text{ K}$ . Secara umum, besarnya kalor yang dilepas atau diserap zat atau sistem dirumuskan sebagai berikut :

$$q = C \times \Delta T \quad \text{atau} \quad C = q / \Delta T \quad (2)$$

dengan  $C$  : kapasitas kalor ( $\text{J K}^{-1}$  atau  $\text{J } ^\circ\text{C}^{-1}$ )

$\Delta T = dT$  : perubahan suhu ( $^\circ\text{C}$  atau K)

Besarnya kapasitas kalor ( $C$ ) untuk sejumlah zat dengan massa  $m$  dapat dikaitkan dengan kalor jenisnya ( $c$ ) sebagai berikut :

$$C = m \times c \quad (3)$$

Kapasitas kalor untuk satu mol suatu zat disebut **kapasitas kalor molar**. Kapasitas kalor suatu zat bergantung pada kondisinya. **Kerja,  $w$** , dapat dirumuskan sebagai setiap bentuk energi, yang bukan kalor, yang dipertukarkan antara sistem dan lingkungan. Menurut perjanjian, jika sistem melepas kalor atau melakukan kerja, maka sistem mengeluarkan energi (energi sistem berkurang) . Jadi, **nilai  $q$  dan  $w$  adalah negatif (-)** dan sebaliknya jika sistem menyerap kalor atau dikenai kerja/ sistem menerima kerja dari lingkungan, maka sistem mendapat energi (energi sistem bertambah) . Jadi, **nilai  $q$  dan  $w$  adalah positif (+)** .

Seperti halnya dengan kalor, kerja juga bukan merupakan fungsi keadaan, karena bukan sifat sistem melainkan bergantung pada proses. Pada kebanyakan reaksi kimia yang perlu diperhatikan hanya satu yaitu kerja yang berkaitan dengan perubahan volume sistem. Kerja ini disebut kerja ekspansi atau kerja volume, yang dapat dihitung dengan ungkapan :  $\delta w = - p \cdot \delta V$  dengan  $p$  adalah tekanan terhadap system (tekanan luar). Jika proses berlangsung pada tekanan tetap, maka persamaan di atas dapat diintegrasi menjadi  $w = - p (V_2 - V_1) = - p \Delta V$ .

Kebanyakan reaksi kimia dalam sistem tertutup dikerjakan pada tekanan tetap, yang sama dengan tekanan luar. Jumlah energi yang tersimpan di dalam suatu sistem yang berupa energi potensial dan energi kinetik zat-zat dalam sistem itu disebut *energi dalam*,  $U$  yang dapat berubah (berkurang/bertambah) melalui kalor,  $q$  atau jika sistem melakukan/ menerima *kerja (usaha luar)*,  $w$ .

$$\Delta U = q_p + w \quad (4)$$

$$q_p = \Delta U - w$$

Besarnya energi dalam suatu sistem tidak diketahui . Yang dapat ditentukan (melalui eksperimen atau perhitungan) adalah perubahan energi dalam ( $\Delta U$ ). Energi dalam ,  $U$  merupakan fungsi keadaan, besarnya hanya bergantung pada sistem. Jika suatu sistem mengalami perubahan keadaan dari keadaan 1 ( $U_1$ ) ke keadaan 2 ( $U_2$ ) , maka akan terjadi perubahan energi dalam  $\Delta U$ .

$$\Delta U = U_2 - U_1 \quad (5)$$

Sistem mengalami perubahan energi dalam melalui kalor dan kerja. Kalor,  $q$ , dapat diartikan sebagai energi yang dipindahkan melalui batas-batas sistem, sebagai akibat daripada adanya perbedaan suhu antara sistem dan lingkungan. Menurut perjanjian,  **$q$  dihitung positif jika kalor masuk sistem.** Jumlah kalor yang dipertukarkan antara sistem dan lingkungan bergantung pada proses. Oleh karena itu kalor bukan merupakan fungsi keadaan. Suatu bentuk kerja dalam kimia yang dikenal adalah kerja ekspansi (kerja volume).

$$w = -P dV \quad (6)$$

Pada reaksi yang berlangsung pada volume tetap berarti tidak terjadi **kerja ekspansi** ( $w=0$ ), maka  $\Delta U = q_v$ , sedang pada reaksi yang berlangsung pada tekanan tetap, maka  $\Delta H = q_p$  artinya jika suatu sistem membebaskan kalor sebesar  $q$  kJ pada  $P$  tetap, maka entalpi sistem berkurang. Entalpi sistem ( $\Delta H$ ) adalah jumlah energi dari semua bentuk energi yang dimiliki oleh sistem, terdiri atas energi dalam,  $U$  dan kerja,  $PV$ .

$$H = U + PV \quad (7)$$

Karena diukur pada tekanan tetap ( $\Delta P = 0$ ), maka :

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

Dari persamaan  $\Delta U = q_p + w$  dan  $w = -P\Delta V$ , maka diperoleh :

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V = (q_p + w) - w = q_p$$

Jadi, pada tekanan tetap, perubahan entalpi ( $\Delta H$ ) sama dengan kalor ( $q$ ) yang dilepas atau diserap atau  $\Delta H = q_p$  dengan  $q_p$  = kalor pada tekanan tetap.

$$\Delta H = H_2 - H_1 = q_p$$

Nilai  $\Delta H$  positif (+) jika reaksi endoterm, dan nilai  $\Delta H$  negatif (–) jika reaksi eksoterm. Nilai  $\Delta H$  hanya ditentukan oleh keadaan awal dan akhir. Pada reaksi kimia, nilai  $\Delta H$  dapat dirumuskan sebagai berikut :



$$\Delta H_{\text{reaksi}} = H_{\text{akhir}} - H_{\text{awal}} = \sum H_{\text{produk reaksi}} - \sum H_{\text{pereaksi}}$$

Untuk dapat membandingkan perubahan entalpi dari suatu reaksi dalam berbagai sistem yang berbeda, para ahli sepakat untuk menetapkan nilai  $\Delta H$  pada suatu kondisi standar yaitu pada suhu 298 K (25 °C) dan tekanan 1 atm. Suatu perubahan entalpi yang diukur pada kondisi standar disebut **perubahan entalpi standar** ( $\Delta H^\circ$ ). Dalam Sistem Internasional,  $\Delta H^\circ$  mempunyai satuan kJ (kilo Joule). Sama halnya dengan energi dalam suatu sistem yang tidak dapat diketahui nilai mutlak, yang dapat diketahui berdasarkan eksperimen atau perhitungan adalah perubahan energi dalam ( $\Delta U$ )-nya, maka demikian pula dengan entalpi sistem, yang dapat ditentukan adalah perubahan entalpi ( $\Delta H$ ) yang menyertai suatu proses.

### 3. Hukum Pertama Termodinamika

Hukum Pertama Termodinamika identik dengan hukum kekekalan energi yang berbunyi : “Energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan, tetapi hanya dapat diubah dari bentuk energi yang satu ke bentuk energi yang lain”.

Jika dalam suatu perubahan keadaan, sistem menyerap sejumlah kecil kalor,  $\delta q$ , dan melakukan sejumlah kecil kerja,  $\delta w$ , maka sistem akan mengalami perubahan energi dalam,  $\delta U$ , sebesar  $\delta U = \delta q + \delta w$ , untuk gas ideal dalam sistem tertutup, perubahan besar dapat ditulis

$$\Delta U = U_2 - U_1 = q + w.$$

Karena dalam suatu sistem terisolasi tak ada perubahan energi,  $\Delta U = 0$ , maka pada proses isoterm-reversibel (tak tjd perubahan energi dalam) :

$$\Delta U = U_2 - U_1 = 0$$

$$q + w = 0 \text{ ----- } q = -w$$

berarti kehilangan energi yg diakibatkan oleh kerja yg dilakukan oleh sistem = energi yang diterima oleh sistem dari lingkungannya. Bila proses berlangsung pada suhu tetap dan hanya berlaku untuk gas ideal,

$$W = - P.\Delta V$$

**Untuk menyederhanakan perhitungan, maka gas-gas lain dianggap sebagai gas ideal.**

Reaksi kimia sering melibatkan berbagai fasa. Dalam jumlah mol yang sama, zat cair dan padat mempunyai volum yang jauh lebih kecil, shg dapat diabaikan.

**Contoh :**

Satu mol air pada 100°C diubah menjadi uap pada suhu yang sama dan di bawah tekanan luar yang tetap sebesar 1 atm. Bila uap air dianggap sebagai gas ideal dan kalor penguapan air sebesar 40.641 Jmol<sup>-1</sup>, hitung :

- kerja yang dilakukan pada proses itu
- perubahan energi dalam

**jawab :**

- karena uap air dianggap gas ideal, maka berlaku  $PV=nRT$ , shg  $V_{uap}=nRT/P$

Pada 100° C, volum 1 mol air <<<  $V_{uap}$ , shg  $\Delta V = V_{uap} - V_{air} = V_{uap}$

$$W = -P \Delta V = -P V_{uap}$$

Bila W(+) --- sistem menerima kerja, dan sebaliknya

- Pada pengubahan 1 mol air → 1 mol uap air system menyerap kalor sebanyak 40.641 j/mol atau  $q = 40.641 \text{ J/mol}$ , shg  $\Delta U = q + w$ , Untuk gas yang mengalami proses isokor atau bila proses melibatkan reaksi yg bukan gas , maka perubahan volum dapat diabaikan  $\Delta V = 0$ , maka  $w = 0$  ----  $\Delta U = q_v$

Pada keadaan standar, reaksi berlangsung pada P tetap 1 atm, karena itu

$\Delta H = q_p$  , Kedua persamaan di atas merupakan bentuk matematik dari hukum pertama termodinamika. Menurut kedua ungkapan tersebut, energi suatu sistem dapat berubah menjadi kalor dan kerja. Pada sistem tersekat,  $q = 0$  dan  $w = 0$ , sehingga  $\Delta U = 0$ . Jadi sistem tersekat merupakan sistem dengan energi tetap.

**Aplikasi Hukum Pertama Termodinamika pada Sistem Kimia**

Besarnya kalor reaksi bergantung pada kondisi reaksi, bagi reaksi pada volume tetap : kalor reaksi =  $q_v = \Delta U$ . Bagi reaksi pada tekanan tetap : kalor reaksi =  $q_p = \Delta H$ .

Hubungan antara  $\Delta U$ . dan  $\Delta H$  dapat diturunkan sebagai berikut :

$$H = U + pV$$

$$H = \Delta U + \Delta(pV)$$

$$H = \Delta U + (\Delta n)RT$$

Bagi reaksi yang tidak menyangkut gas,  $\Delta(pV)$  kecil sekali dibandingkan dengan  $\Delta U$ , sehingga dapat diabaikan,  $\Delta H = \Delta U$ .

## PENENTUAN KALOR REAKSI

### 1. Penentuan Kalor Reaksi dengan Eksperimen

Hanya reaksi-reaksi berkesudahan yang berlangsung dengan cepat dapat ditentukan kalor reaksinya secara eksperimen. Misalnya : reaksi pembakaran, reaksi penetralan, reaksi pelarutan. Penentuan ini biasanya menyangkut pengukuran perubahan suhu dari larutan atau dari air dalam kalorimeter.

Peralatan yang digunakan ada 2 macam yaitu

- a). kalorimeter gelas plastik, dimana kalorimeter tidak tertutup rapat sehingga reaksi berlangsung secara terbuka artinya berlangsung pada tekanan yang tetap

$$q_{\text{reaksi}} + q_{\text{larutan}} = 0$$

$$q_{\text{reaksi}} = - q_{\text{larutan}}$$

$$= - m.c.\Delta t$$

- b). bom kalorimeter, dimana proses dalam bom kalorimeter merupakan proses *adiabatik* artinya tak ada energi yang lepas atau masuk dari luar, sehingga

$$q_{\text{reaksi}} + q_{\text{larutan}} + q_{\text{kalorimeter}} = 0$$

$$q_{\text{reaksi}} = -q_{\text{larutan}} - q_{\text{kalorimeter}}$$

$$= - m.c.\Delta t - C.\Delta t$$

### 2. Penentuan Kalor Reaksi dengan Hukum Hess

Metode ini terutama digunakan untuk menentukan entalpi reaksi yang tidak dapat ditentukan melalui eksperimen. Menurut Hess, entalpi reaksi tidak bergantung pada apakah reaksi yang bersangkutan berlangsung dalam satu tahap atau melalui beberapa tahap. Hess merumuskannya dalam suatu hukum yang disebut *Hukum Hess*, yang berbunyi :“Jika suatu reaksi berlangsung dalam dua tahap reaksi atau lebih, maka perubahan entalpi untuk reaksi tersebut sama dengan jumlah perubahan entalpi dari semua tahap”. Berdasarkan hukum Hess, para ahli kimia berhasil menentukan  $\Delta H^0_f$  senyawa yang tidak mudah terbentuk dari unsur-unsurnya secara langsung. Data  $\Delta H^0_f$  memungkinkan kita mengaplikasikan hukum Hess untuk menentukan  $\Delta H$  reaksi tanpa perlu memanipulasi persamaan termokimia.

Misal : kalor reaksi  $C_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CO_{(g)}$

**Hukum Hess** menyatakan :

**Kalor reaksi hanya tergantung pada keadaan awal dan akhir reaksi dan tidak tergantung pada jalan yang ditempuh.**

### 3. Penentuan Kalor Reaksi dengan Entalpi Pembentukan Standar

Entalpi pembentukan standar ( $\Delta H_f$ ) ialah *perubahan entalpi yang terjadi pada reaksi pembentukan 1 mol senyawa dalam keadaan standar dari unsur-unsurnya* (lihat tabel  $\Delta H_f$ ).

Untuk reaksi :  $aA + bB \rightarrow cC + dD$ , dengan : a, b, c, d adalah koefisien reaksi

A, B adalah pereaksi

C, D adalah hasil reaksi

Maka,

$$\Delta H^\circ = c\Delta H_f^\circ(C) + d\Delta H_f^\circ(D) - a\Delta H_f^\circ(A) - b\Delta H_f^\circ(B)$$

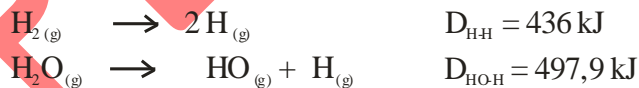
### 4. Penentuan Entalpi Reaksi dengan Energi Ikatan

Metode ini hanya dapat digunakan pada reaksi gas yang menyangkut zat-zat dengan ikatan kovalen, didasarkan atas anggapan bahwa : semua ikatan dari suatu jenis tertentu , misalnya (1) semua ikatan C-H dalam senyawa  $CH_4$  adalah identik , (2) energi ikatan dari ikatan tertentu tidak bergantung pada senyawa dimana ikatan itu ditemukan.

Ada 2 macam energi ikatan, yaitu :

- a. **Energi disosiasi ikatan** (D), yaitu perubahan entalpi yang terjadi pada proses pemutusan ikatan dwi atom atau pemutusan ikatan tertentu dalam senyawa yang berwujud gas.

**Contoh :**



- b. **Energi ikatan rata-rata** (E), yaitu energi rata-rata yang dipergunakan untuk memutuskan ikatan tertentu dalam semua senyawa yang berwujud gas yang mengandung ikatan tersebut

Misal : Dalam  $CH_{4(g)}$ ,  $CH_3OH_{(g)}$  energi ikatan C-H adalah sama yaitu  $414,2 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

Selanjutnya entalpi reaksi diungkapkan sebagai :

$$\begin{aligned}\Delta H &= \sum \text{energi ikatan pereaksi} - \sum \text{energi ikatan hasil reaksi} \\ &= \sum \Delta H_f \text{ hasil reaksi} - \sum \Delta H_f \text{ pereaksi}\end{aligned}$$

Data energi ikatan merupakan nilai rata-rata yang diperoleh dari data  $\Delta H$  empiris dan perhitungan dengan menggunakan hukum Hess.

### 1. Hukum Kedua Thermodinamika

Menurut hukum ini : **Semua proses atau reaksi yang terjadi di alam semesta, selalu disertai dengan peningkatan entropi.** Entropi adalah besaran untuk mengukur ketidak teraturan suatu sistem. Ketidakteraturan itu meliputi : tata susunan molekul-molekulnya dalam ruangan dan distribusi energinya.

Sistem dengan susunan molekul yang serba teratur (seperti pada kristal) mempunyai keteraturan yang tinggi atau ketidakteraturan yang rendah, jadi entropinya rendah. Sebaliknya, suatu zat dalam keadaan gas entropinya tinggi, karena susunan molekulnya yang kacau. Gas mempunyai keteraturan yang rendah atau ketidakteraturan yang tinggi. Hubungan ketidakteraturan sistem dan arah proses adalah jika suatu proses terjadi dengan spontan, berarti sistem berpindah ke keadaan dengan kebolehjadian yang lebih tinggi. Keadaan dengan kebolehjadian yang tinggi merupakan keadaan dengan ketidakteraturan yang tinggi pula. Dapat disimpulkan bahwa :

***Setiap proses spontan memiliki kecenderungan menuju ketidakteraturan sistem yang setinggi-tingginya.***

Jika  $\Delta S_{as}$  adalah entropi alam semesta, maka bagi setiap proses spontan berlaku :

$$\begin{aligned}\Delta S_{as} &> 0 \\ \Delta S_{as} &= \Delta S_{sis} + \Delta S_{lingk}\end{aligned}$$

$\Delta S_{sis}$  adalah perubahan entropi sistem (dimana terjadi proses atau reaksi) yang dapat dihitung dari selisih antara total  $\Delta S^\circ$  hasil reaksi dengan total  $\Delta S^\circ$  pereaksi, sedangkan  $\Delta S_{ling}$  adalah perubahan entropi lingkungan yang dapat dihitung dari ungkapan  $\Delta S_{ling} = -\Delta H/T$ .

Untuk reaksi :  $aA + bB \rightarrow cC + dD$ , maka :  $\Delta S_{\text{sis}} = cS_C + dS_D - aS_A - bS_B$

Reaksi akan terus berlangsung hingga jumlah entropi sistem dan lingkungan (entropi alam semesta) mencapai nilai maksimumnya, dalam hal ini  $\Delta S + \Delta S_l = 0$  dan sistem mencapai kesetimbangan.

**$\Delta G$  adalah** bentuk energi yg bebas untuk melakukan kerja berguna atau banyaknya energi maksimum yang dapat dilepaskan oleh system dalam proses yg berlangsung pada P dan T tetap. Menurut Hukum Kedua Termodinamika , suatu reaksi berlangsung secara spontan jika  $\Delta S + \Delta S_l > 0$ . Proses spontan dari keadaan 1 ke keadaan 2

$$(S_2 - S_1) + (-\Delta H_{\text{sis}}/T) > 0$$

$$(S_2 - S_1) + (H_1 - H_2)/T > 0$$

$$TS_2 - TS_1 + H_1 - H_2 > 0$$

$$(H - TS)_2 - (H - TS)_1 < 0$$

$(H - TS)$  merupakan fungsi keadaan baru yang kemudian disebut Energi Bebas GIBBS yang diberi lambang G.

Jadi  $G = H - TS$

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Jika  $\Delta G < 0$ , maka reaksi berlangsung spontan

$\Delta G = 0$ , maka reaksi dalam keadaan setimbang

$\Delta G > 0$ , maka reaksi berlangsung tak spontan

Penentuan energi bebas  $\Delta G$  dapat dilakukan dengan cara :

- 1) Perhitungan berdasarkan ungkapan  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ , bila temperatur tetap.
- 2) Perhitungan berdasarkan data energi bebas pembentukan standar

$$\Delta G^\circ_f = (\Delta G^\circ_{f,C} + \Delta G^\circ_{f,D}) - (\Delta G^\circ_{f,A} + \Delta G^\circ_{f,B})$$

Seperti halnya dengan H dan  $\Delta S$  , maka  $\Delta G$  juga bergantung pada suhu.

Dalam membahas kesetimbangan kimia, dari aspek termodinamika adalah sistem terbuka. Dalam sistem terbuka terdapat apa yang disebut **potensial kimia ( $\mu$ )**. Jadi reaksi spontan selalu berlangsung dari potensial kimia yang lebih tinggi ke potensial kimia yang lebih rendah. *Potensial kimia inilah yang dapat digunakan untuk membahas kesetimbangan kimia secara kuantitatif.* Dalam suatu campuran berlaku :

$$\mu_i = \mu_i^\circ + RT \ln a_i$$

dengan :  $\mu_i^\circ$  = potensial kimia standar zat i  
 $a_i$  = keaktifan zat i  
 $\mu_i$  = potensial kimia komponen i dalam campuran

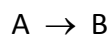
## 5.2 KINETIKA KIMIA

Kinetika kimia adalah bagian dari ilmu kimia yang mempelajari laju reaksi atau kecepatan reaksi dan mekanisme reaksi. Ada reaksi yang berlangsung sangat cepat, misalnya reaksi penetralan asam oleh basa, reaksi peledakan dinamit / pembakaran petasan, dan reaksi gas  $H_2$  dan  $Cl_2$  di bawah sinar matahari. Ada reaksi yang berlangsung dengan sangat lambat, misalnya reaksi antara logam magnesium dengan air. reaksi perkaratan besi dan reaksi gas  $H_2$  dan  $I_2$  membentuk gas  $HI$ .

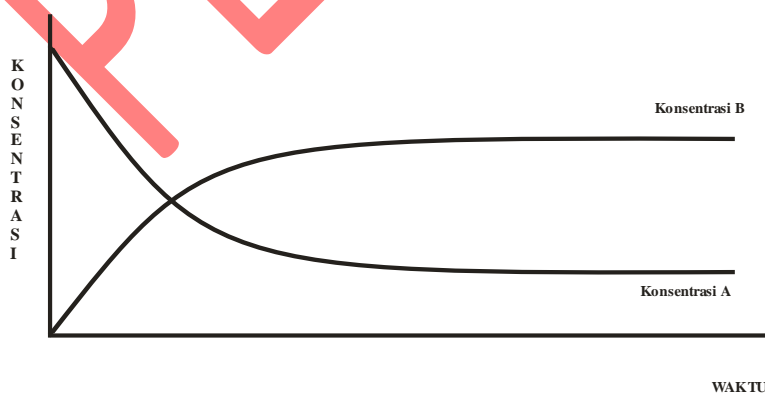
Reaksi yang berlangsung sangat cepat dan sangat lambat sukar diamati. Untuk dapat menyatakan cepat/lambatnya suatu reaksi dikemukakan konsep laju reaksi yang diartikan sebagai perubahan konsentrasi pereaksi atau hasil reaksi per satuan waktu.

### LAJU REAKSI

Laju reaksi adalah harga rata-rata perubahan konsentrasi pereaksi atau hasil reaksi dibagi dengan waktu berlangsungnya reaksi. Ada dua pengertian dari laju reaksi yaitu laju rata-rata dan laju seketika. Laju rata-rata menyatakan perubahan konsentrasi yang terjadi pada selang waktu tertentu. Laju reaksi merupakan fungsi waktu. Untuk reaksi :



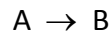
Ketika reaksi belum berlangsung (pada awal reaksi), maka (B) belum terjadi. Ketika reaksi berlangsung, maka (B) mulai bertambah dan (A) berangsur-angsur menurun (lihat Gambar 3.1.)



Gambar 3.1. Perubahan (A) dan (B) dengan Waktu

Pada awalnya (A) menurun cepat dan (B) meningkat cepat. Setelah reaksi berlangsung beberapa waktu kecepatannya berkurang dan bertambahnya (B) semakin kecil dan laju reaksi semakin lambat. Pada umumnya reaksi kimia berlangsung dengan cara demikian bila tidak ada gangguan dari luar.

Secara sistematis harga laju reaksi untuk reaksi :



Adalah  $V = -d(A) / dt$

$$= d(B) / dt \quad (1)$$

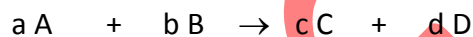
Dimana :

$V$  = laju reaksi rata-rata ;  $[A]$  = konsentrasi A ( $\text{mol.L}^{-1}$ )

$[B]$  = konsentrasi B ( $\text{mol.L}^{-1}$ ) ;  $t$  = waktu

Untuk reaksi-reaksi yang lebih kompleks, laju pembentukan berbagai macam hasil reaksi dan pengurangan berbagai macam pereaksi tidak selalu sama, akan tetapi tergantung dari koefisien reaksi pada stoikiometrinya.

Sebagai contoh untuk reaksi :

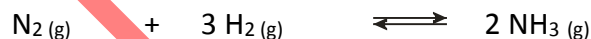


dengan a, b, c dan d adalah koefisien reaksi.

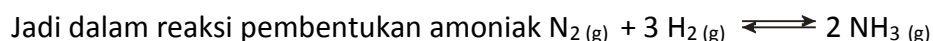
Berdasarkan stoikiometri reaksi tersebut harga laju reaksi :

$$V = -\frac{1}{a} \frac{d(A)}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d(B)}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d(C)}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d(D)}{dt} \quad (2)$$

Berikut contoh pada reaksi pembentukan gas ammonia dari gas hydrogen dan gas nitrogen.:



Terlihat bahwa setiap 1 molekul  $N_2$  yang bereaksi diperlukan 3 molekul  $H_2$ . Ini berarti bahwa laju reaksi  $H_2$  adalah tiga kali laju reaksi  $N_2$  dan laju reaksi pembentukan  $NH_3$  adalah dua kali laju reaksi  $N_2$ .



$$\text{maka laju reaksinya adalah } V = -\frac{d(N_2)}{dt} = -\frac{1}{3} \frac{d(H_2)}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d(NH_3)}{dt} \quad (3)$$



Laju reaksi seketika (sekejap) menyatakan laju reaksi pada saat tertentu, misal suatu reaksi memerlukan waktu 60 detik, berapa laju reaksi pada detik ke 10? Laju reaksi seketika tidak sama besar dari waktu ke waktu. Pada awal reaksi laju ini paling besar, selama reaksi berlangsung laju reaksi terus berkurang sampai akhirnya mencapai harga nol.

## HUKUM LAJU

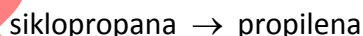
Tidak semua reaksi kimia mempunyai kecepatan yang sama. Reaksi-reaksi ionik berlangsung dengan sangat cepat. Reaksi-reaksi yang lain seperti digesti makanan berlangsung dengan lambat. Salah satu yang paling berpengaruh dalam reaksi kimia adalah konsentrasi pereaksi. Makin besar konsentrasi zat yang direaksikan makin cepat pula reaksinya. Akan tetapi, hubungan antara laju reaksi dengan konsentrasi zat dapat bermacam-macam. Ada reaksi yang berlangsung dua kali lebih cepat jika konsentrasi pereaksi dinaikkan dua kali dari konsentrasi sebelumnya, tetapi ada pula suatu reaksi yang lebih cepat empat kali bila konsentrasi pereaksi dinaikkan dua kali, dan seterusnya.

Persamaan yang menghubungkan laju reaksi dengan konstanta laju dan konsentrasi reaktan disebut hukum laju (*rate law*). Hukum laju ini digunakan untuk menghitung laju reaksi jika kita mengetahui harga  $k$ ,  $m$  dan  $n$ .

Untuk reaksi  $A \rightarrow B$ , laju reaksinya dapat dituliskan sebagai berikut :

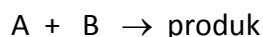
$$\text{Laju} \propto (A)^x \quad (4)$$

Dengan  $x$  adalah orde reaksi. Jika  $x = 1$ , maka reaksi tersebut adalah orde 1, misalnya reaksi dekomposisi siklopropana.



$$\text{laju} \propto (\text{siklopropana})^1$$

Kenyataan yang sangat penting untuk diketahui adalah bahwa koefisien reaksi secara stoikiometri tidak selalu merupakan orde reaksi tersebut. Harga  $x$  (orde reaksi) hanya didapat dari eksperimen. Untuk reaksi yang lebih kompleks seperti :



Laju reaksi biasanya tergantung kepada kedua konsentrasi pereaksi A maupun B. Secara normal kenaikan konsentrasi A maupun B akan menaikkan laju reaksi. Laju reaksi sebanding dengan konsentrasi A maupun B, yang masing-masing mempunyai kemampuan untuk meningkatkan laju.

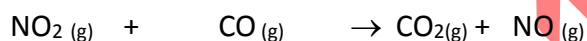
$$\text{laju} \sim (A)^x (B)^y \quad (5)$$

Pangkat-pangkat pada faktor konsentrasi dalam persamaan laju disebut orde reaksi (*reaction order*) atau tingkat reaksi terhadap zat yang bersangkutan. Dalam hal ini dikatakan bahwa orde reaksi terhadap A adalah x dan orde reaksi terhadap B adalah y. Orde reaksi total = x + y. x dan y dapat bernilai nol, pecahan, negatif atau positif. Jika salah satu x dan y adalah nol, maka laju reaksi tidak bergantung pada konsentrasi pereaksi yang berorde nol. Misalnya y pada persamaan (5) adalah nol, maka

$$\text{Laju} \sim (A)^x (B)^y$$

$$\text{Laju} \sim (A)^x$$

Contoh reaksi yang salah satu pereaksinya berorde nol adalah



Untuk x = 0, maka reaksi tersebut adalah orde 0, yaitu reaksi yang mempunyai laju konstan dan tidak tergantung pada konsentrasi pereaksi. Misalnya reaksi dekomposisi amonia pada permukaan platina atau wolfram. Contoh lain dari reaksi orde nol adalah eliminasi etilalkohol oleh tubuh.

Bila x berharga 2, reaksi merupakan reaksi orde kedua terhadap A dan bila y = 1, reaksi merupakan reaksi orde pertama terhadap B sehingga orde reaksi total = 3. Dan jika x lebih dari 3, maka reaksi tersebut adalah reaksi orde tinggi.

Dari persamaan reaksi antara gas NO<sub>2</sub> dan CO (g) di atas yang dilaksanakan pada suhu di bawah 225°C mempunyai laju reaksi

$$\text{Laju} \propto (\text{NO}_2)^2$$

Laju reaksi hanya bergantung kepada (NO<sub>2</sub>)<sup>2</sup> dan tidak bergantung kepada (CO). Dapat dikatakan bahwa reaksi tersebut adalah berorde dua terhadap NO<sub>2</sub> dan orde nol terhadap CO. Jadi tidak ada hubungan antara koefisien dan orde reaksi, persamaan (5) dapat diubah menjadi

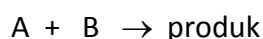
$$\text{Laju} = k (A)^x (B)^y$$

Dengan k adalah tetapan laju yang merupakan sifat khas dari suatu reaksi dan hanya tergantung pada suhu, sedangkan satuan k tergantung dari orde reaksi.

#### **PENETAPAN HUKUM LAJU REAKSI SECARA PERCOBAAN**

Untuk reaksi yang melibatkan lebih dari satu reaktan, kita dapat menentukan hukum laju melalui eksperimen dengan mengukur ketergantungan laju reaksi terhadap konsentrasi masing-masing reaktan. Metode ini disebut juga metode isolasi, sebab laju

reaksi ditentukan dengan jalan salah satu reaktan konsentrasinya dibuat tetap, sedangkan konsentrasi reaktan yang lain dibuat berubah (misal diduakalikan) dan kita catat sebagai fungsi dari konsentrasi reaktan tersebut. Jadi, dari ketergantungan yang teramati, kita bisa menentukan orde dalam reaktan tersebut. Jika konsentrasi pereaksi dinaikan dua kali dan laju reaksi meningkat  $2^1$  kali, maka reaksi tersebut berorde 1 terhadap pereaksi tersebut.

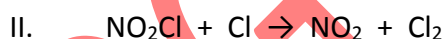


$$\text{Laju} = k (A)^x (B)^y$$

Jika (A) dinaikan dua kali sedang (B) tetap dan ternyata laju reaksi meningkat  $2^1$  kali, maka orde reaksi terhadap A adalah 1. Jika laju reaksi meningkat  $2^x$  kali, maka orde reaksi terhadap A adalah x. Untuk menetapkan orde reaksi terhadap B, maka (B) diubah-ubah dengan berbagai konsentrasi sedang (a) dibuat konstan. Orde reaksi total merupakan jumlah dari orde reaksi terhadap A dan orde reaksi terhadap B.

#### **PENETAPAN HUKUM LAJU MELALUI MEKANISME REAKSI**

Reaksi kimia biasanya merupakan reaksi yang rumit yaitu reaksi yang tidak hanya berlangsung dalam satu tahap, tetapi berlangsung dengan beberapa tahap reaksi. Reaksi peruraian  $\text{NO}_2\text{Cl}$  menjadi  $\text{NO}_2$  dan  $\text{Cl}_2$  berlangsung dengan mekanisme berikut ini.



Reaksi tahap I berlangsung jauh lebih lambat daripada tahap II sehingga tahap I merupakan tahap penentu reaksi, karena itu laju reaksi dapat dinyatakan dengan persamaan :

$$V = k [\text{NO}_2\text{Cl}]$$

atau dapat dikatakan bahwa reaksi orde-1 terhadap  $\text{NO}_2\text{Cl}$ .

Seandainya reaksi tahap II berlangsung jauh lebih lambat daripada tahap I sehingga tahap II menjadi tahap penentu reaksi, maka persamaan laju reaksi dapat dinyatakan sebagai berikut :

$$V = k [\text{NO}_2\text{Cl}] [\text{Cl}]$$

Karena  $[\text{Cl}] = [\text{NO}_2\text{Cl}] / [\text{NO}_2]$  maka persamaan itu menjadi,

$$V = k' [\text{NO}_2\text{Cl}]^2 / [\text{NO}_2]$$

## ORDE REAKSI

Orde suatu reaksi dapat berupa bilangan bulat maupun pecahan. Di bawah ini beberapa contoh dari reaksi orde pertama, kedua, ketiga, dan berorde pecahan.

Reaksi orde pertama :  $2\text{N}_2\text{O}_5 (\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$  ;  $v = k (\text{N}_2\text{O}_5)$

Reaksi orde kedua :  $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) + 2\text{HI} (\text{c}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} (\text{c}) + \text{I}_2 (\text{aq})$  ;  $v = k (\text{H}_2\text{O}_2) (\text{HI})$

Reaksi orde ketiga :  $2\text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2 (\text{g})$  ;  $v = k (\text{NO})^2 (\text{O}_2)$

Reaksi berorde satu setengah :  $\text{CHCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CCl}_4 (\text{g}) + \text{HCl} (\text{g})$  ;  $v = k (\text{CHCl}_3) (\text{Cl}_2)^{1/2}$

Di samping reaksi yang berorde seperti tersebut di atas Anda juga akan mengenal reaksi berorde nol biasanya berupa reaksi heterogen yang berlangsung pada permukaan logam atau reaksi foto kimia yang terkatalisis .

## KONSENTRASI DAN WAKTU PARUH

Persamaan laju reaksi menggambarkan hubungan laju dengan konsentrasi pereaksi misalnya untuk reaksi orde satu.

$$\text{Laju} = d(A)/dt = -k(A) \quad (7)$$

Bila persamaan (7) diintegrasikan maka diperoleh

$$\int_0^t \frac{d(A)}{(A)} = - \int_0^t k dt$$
$$\ln \frac{(A)_0}{(A)_t} = k \cdot t \quad (8)$$

dengan  $(A)_0$  adalah konsentrasi mula-mula (pada saat  $t=0$ ) dan  $(A)_t$  adalah konsentrasi A pada saat t. Jika reaksi telah berlangsung dan menghabiskan setengah dari massanya, maka waktu yang diperlukan disebut waktu paruh yang diberi simbol  $t_{1/2}$ . Pada saat  $t_{1/2}$ ,  $(A)_t = \frac{1}{2} (A)_0$ , sehingga

$$\ln \frac{(A)_0}{1/2(A)_t} = k \cdot t_{1/2}$$
$$\ln 2 = k \cdot t_{1/2}$$
$$t_{1/2} = 0,693/k \quad (9)$$

Untuk reaksi orde dua persamaan lajunya adalah

$$\text{Laju} = \frac{d(A)}{dt} = -k(A)^2 \quad (10)$$

Bila persamaan (10) diintegralkan, maka diperoleh

$$\int_0^t \frac{d(A)}{(A)^2} = - \int_0^t k dt$$
$$\frac{1}{(A)_t} - \frac{1}{(A)_0} = k \cdot t \quad (11)$$

Jika reaksi telah berlangsung selama  $t_{1/2}$ , maka persamaan (11) menjadi :

$$\frac{1}{1/2(A)_0} - \frac{1}{(A)_0} = k \cdot t_{1/2}$$
$$t_{1/2} = \frac{1}{k(A)_0} \quad (12)$$

## **TEORI LAJU**

Ada pendekatan teoritik untuk menjelaskan laju reaksi, yaitu teori tumbukan dan teori keadaan transisi.

### **1. Teori Tumbukan**

Molekul-molekul selalu dalam keadaan bergerak, oleh karena itu selalu terjadi tumbukan antar molekul. Namun demikian tidak semua tumbukan akan mengakibatkan terjadinya reaksi. Tumbukan yang dapat mengakibatkan terjadinya reaksi (tumbukan efektif) adalah tumbukan yang terjadi diantara molekul –molekul yang cukup besar energinya dan harus pada posisi yang tepat. Dengan demikian, jika konsentrasi reaktan diperbesar, maka molekul berada dalam keadaan lebih berdesakan sehingga frekuensi terjadinya tumbukan dengan posisi yang tepat semakin besar dan reaksi akan berlangsung semakin cepat.

Tumbukan yang terjadi antara molekul-molekul dapat berlangsung dengan energi rendah sampai energi tinggi. Bila tumbukan mempunyai energi minimal sebesar  $E_a$ , maka tumbukan tersebut dapat menghasilkan reaksi. Hanya molekul-molekul yang memiliki energi sama dengan atau lebih besar dari energi pengaktifan  $E_a$  yang dapat menghasilkan reaksi.

### **2. Teori Keadaan Transisi**

Berbeda dengan teori tumbukan, maka teori keadaan transisi sangat memperhatikan apa yang terjadi selama tumbukan. Teori keadaan transisi membahas energi dan orientasi molekul-molekul pereaksi yang bertumbukan, juga menerangkan mengapa banyak tumbukan yang tidak menghasilkan reaksi (tumbukan yang tidak efektif).

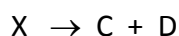
Teori keadaan transisi mengandaikan bahwa proses yang dialami molekul-molekul pereaksi dari awal dan akhir pereaksi, harus melampaui suatu keadaan yang disebut

keadaan transisi, keadaan ini mempunyai energi potensial yang lebih tinggi dari keadaan awal maupun keadaan akhir. Energi potensial itu diperoleh dari perubahan energi akibat dari adanya tumbukan diantara molekul-molekul pereaksi.

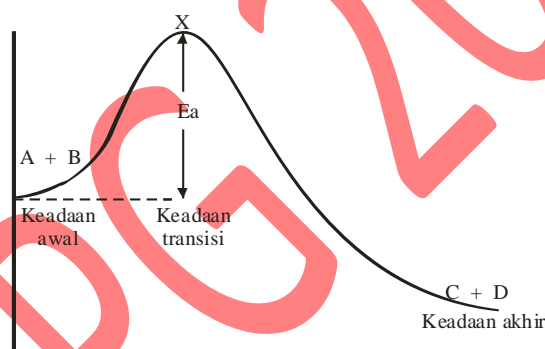
Jika terjadi reaksi antara A dan B membentuk C dan D, maka sebelum terbentuknya hasil reaksi C dan D terbentuk lebih dahulu suatu keadaan transisi (misalnya X), keadaan ini dapat dilukiskan sebagai :



Dalam keadaan ini jarak antara A dan B cukup dekat sedangkan bagian-bagian yang akan terlepas menjadi C dan D sudah mulai merenggang tetapi belum terlepas. Keadaan X bukanlah keadaan antara yang dapat dipisahkan, tetapi hanyalah keadaan transisi, karena akan segera menjadi C dan D, yaitu :



Bila digambarkan energi potensial mulai dari keadaan awal hingga menjadi keadaan akhir dari sistem reaksi, diperoleh gambaran seperti pada gambar 3.2.



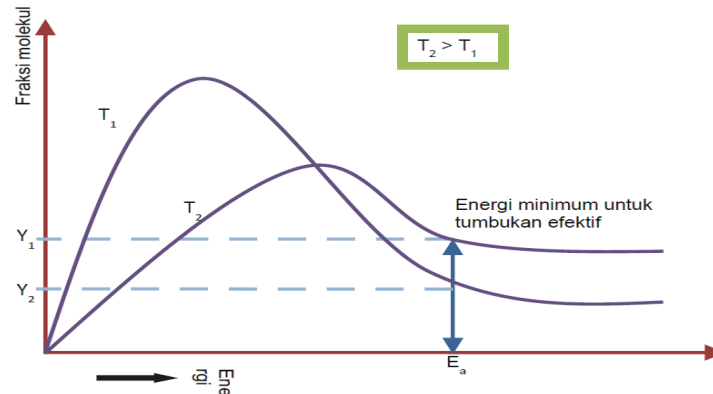
Gambar 3.2. Perubahan Potensial Sistem Reaksi menurut Teori Keadaan Transisi

Selisih energi potensial antara keadaan awal dan keadaan transisi adalah energi pengaktifan  $E_a$ . Bagi molekul-molekul pereaksi yang energi kinetiknya lebih rendah dan  $E_a$  akan memerlukan tambahan, baik melalui tumbukan dengan sesamanya maupun dengan dinding wadah, untuk mendapatkan pertambahan energi hingga dapat mencapai energi yang diperlukan. Efek dari kenaikan suhu adalah memperbesar energi kinetik rata-rata dalam sistem, sehingga lebih banyak molekul-molekul yang memiliki energi  $E_a$ , dan lebih banyak yang mencapai keadaan transisi. Secara termodinamik diketahui hubungan K dengan  $\Delta G$ , yaitu :

$$K^* = e^{-\Delta n^*/RT}$$

## PENGARUH TEMPERATUR TERHADAP LAJU REAKSI

Hampir setiap kenaikan temperatur mengakibatkan kenaikan laju reaksi. Pada umumnya laju reaksi dapat menjadi sekitar dua kali setiap kenaikan temperatur sebesar 10°C. Pada gambar 3.3 dilukiskan distribusi energi kinetik dalam sistem. Bagian dari molekul-molekul yang memiliki energi sama dan atau lebih besar dari  $E_a$  digambarkan di daerah bawah kurva.



Gambar. 3.3 Pengaruh Temperatur pada Molekul dengan  $E_k > E_a$

Bila dibandingkan dua daerah dengan temperatur yang berbeda, terlihat bahwa molekul-molekul yang memiliki energi kinetik yang cukup untuk melangsungkan terjadinya tumbukan yang efektif, adalah lebih besar pada daerah dengan temperatur yang lebih tinggi. Kesimpulan bahwa molekul-molekul bereaksi lebih cepat pada kenaikan temperatur. Laju reaksi semakin besar pada kenaikan temperatur.

### Penetapan Energi Aktivasi

Arrhenius, seorang ahli kimia swedia mengemukakan persamaan empiriknya pada tahun 1889 sebagai berikut :

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT} \quad (16)$$

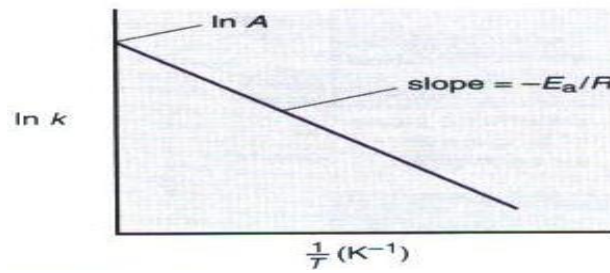
dengan  $k$  = tetapan laju,  $A$  = faktor Arrhenius, faktor pra eksponensial,  $E_a$  = energi pengaktifan,  $e = 2,71828$  (bilangan alam),  $R$  = tetapan gas dan  $T$  = temperatur absolut.

Jika persamaan (16) dikali dengan  $\ln$ , maka diperoleh :

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT} \quad (17)$$

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT} \left[ \frac{1}{T} \right]$$

grafik  $\ln k$  terhadap  $1/T$  menghasilkan garis lurus dengan slope =  $-E_a/R$  dan intersep =  $\ln A$  (lihat gambar 3.4)



Gambar 3.4. Grafik  $\ln k$  lawan  $\frac{1}{T}$  menghasilkan Garis lurus

Dengan data berbagai  $k$  pada berbagai temperatur, kemudian dibuat grafik seperti pada gambar 3.4, maka harga energi pengaktifan  $E_a$  dapat ditentukan.

Harga energi aktivasi  $E_a$  dapat juga ditentukan dari dua buah harga  $k$  pada dua temperatur yang berbeda :

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{A \cdot e^{-E_a/RT_1}}{A \cdot e^{-E_a/RT_2}}$$

$$\ln \frac{k_1}{k_2} = \frac{E_a}{R} \left[ \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right]$$

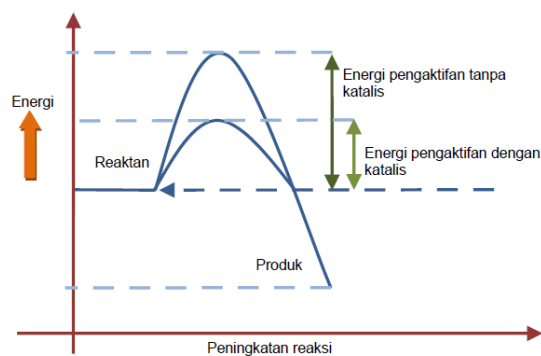
Dengan  $k_1$  = tetapan laju pada temperatur 1,  $k_2$  = tetapan laju pada temperatur 2,  $T_1$  = temperatur 1 dan  $T_2$  = temperatur 2.

### KATALIS

Katalis adalah zat yang mempengaruhi laju reaksi yang pada umumnya jumlahnya tidak diubah oleh reaksi keseluruhan. Komposisi kimia katalis tidak berubah pada akhir reaksi. Katalis diperlukan dalam jumlah yang sedikit untuk suatu reaksi. Katalis tidak mempengaruhi harga tetapan kesetimbangan, tidak memulai suatu reaksi tetapi hanya mempengaruhi laju reaksi dan bekerja secara spesifik. Katalis yang meningkatkan laju reaksi disebut katalis positif (katalis) sedang katalis yang menurunkan laju reaksi disebut katalis negatif. Katalis bekerja dengan optimum pada temperatur tertentu dan dapat diracuni oleh zat tertentu dalam jumlah yang sangat sedikit yang disebut racun katalis.

Kehadiran katalis dalam suatu reaksi dapat memberikan mekanisme alternatif untuk menghasilkan hasil reaksi dengan energi yang lebih rendah dibandingkan dengan reaksi yang tanpa katalis. Pada gambar 3.5. terlihat kurva energi dari reaksi yang menggunakan katalis dan reaksi yang tanpa menggunakan katalis. Energi pengaktifan yang lebih rendah menunjukkan bahwa jumlah bagian dari molekul-molekul yang memiliki energi kinetik cukup untuk bereaksi jumlahnya lebih banyak. Jadi kehadiran katalis adalah meningkatkan adanya tumbukan yang efektif, yang berarti juga memperbesar laju reaksi.





Gambar 3.5. Pengaruh Katalis terhadap Energi Potensial

Pada Gambar 3.6 terlihat bahwa kehadiran katalis mengakibatkan jumlah molekul-molekul yang memiliki energi kinetik cukup untuk menghasilkan tumbukan efektif jumlahnya lebih banyak daripada tanpa katalis.



Gambar 3.6 Pengaruh Katalis terhadap Energi Kinetik molekul

Keaktifan katalis dapat diperbesar dengan dengan suatu zat yang disebut pemercepat katalis atau **promotor**. Pada suatu reaksi ada yang menghasilkan hasil reaksi yang dapat mempercepat laju reaksi, disebut **autokatalis**. Ada banyak unsur transisi atau senyawa yang dapat dipergunakan sebagai katalis seperti : Pt,  $V_2O_5$ , serbuk Ni,  $Fe_2O_3$ ,  $CuCl_2$  dan sebagainya. Katalis-katalis bersifat spesifik, artinya hanya berfungsi sebagai katalis untuk reaksi tertentu saja dan tidak dapat dipakai untuk reaksi-reaksi lainnya, demikian juga katalis negatif. Contoh katalis negatif adalah karbon monoksida untuk reaksi pembentukan air dari  $H_2$  dan  $O_2$ .

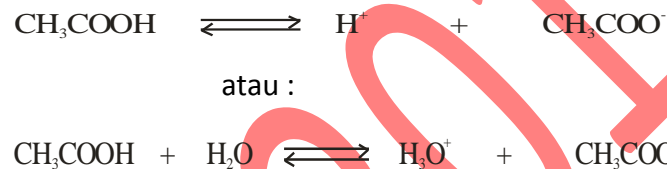
Katalis dapat digolongkan menjadi dua yaitu katalis homogen dan katalis heterogen. **Katalis homogen** adalah katalis yang mempunyai fase sama dengan pereaksi. Katalis homogen dapat mempercepat reaksi dengan cara pembentukan **intermediate** reaktif salah satu pereaksi. Misalnya dekomposisi t-butil alkohol yang menghasilkan air dan isobutena, yang dikatalis oleh sedikit HBr. Jika tanpa katalis HBr energi pengaktifannya pada suhu  $450^\circ C$  adalah 274 kJ per mol, maka dengan adanya katalis HBr energi pengaktifannya pada suhu  $450^\circ C$  adalah hanya 127 kJ per mol.

### 5.3 KESETIMBANGAN KIMIA

#### KEADAAN KESETIMBANGAN

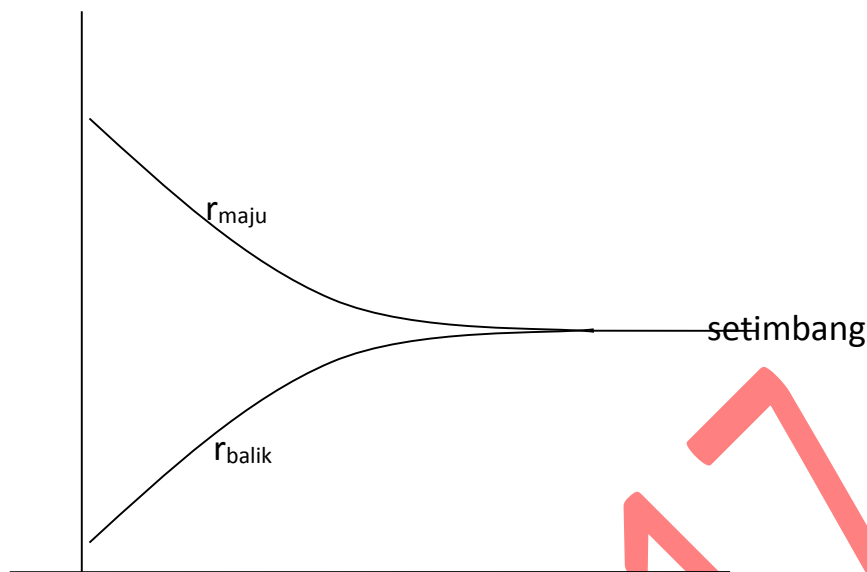
Salah satu aspek penting dalam suatu reaksi kimia adalah sampai kapan reaksi itu selesai, yang diartikan sebagai tercapainya keadaan **kesetimbangan**. Ditinjau dari sudut pandang kinetika, reaksi kesetimbangan adalah **reaksi yang berlangsung dapat balik sistem tertutup** dan disebut mencapai keadaan setimbang jika **laju reaksi maju = laju reaksi balik**. Kesetimbangan itu bersifat dinamik, artinya pada keadaan itu konsentrasi pereaksi dan hasil reaksi tidak berubah oleh waktu, sebab reaksi maju dan reaksi balik terjadi dengan kecepatan yang sama.

Sebagai contoh, apabila suatu asam dinyatakan sebagai asam lemah, maka larutan senyawa ini dalam air akan membentuk ion  $H^+$  dan  $(\text{sis}a \text{ asam})^-$  yang berada di dalam kesetimbangan dengan molekul asamnya.



Persamaan ini menggambarkan keadaan reaksi pada arah yang berlawanan berlangsung pada kecepatan yang sama. Bila dilukiskan dengan grafik adalah seperti terlihat pada Gambar 3.7.

Secara termodinamika, reaksi kesetimbangan dikaitkan dengan energi bebas reaksi yaitu *energi sistem yang tersedia buat melakukan kerja*. Jika suatu sistem melakukan kerja secara spontan, maka energi bebas sistem akan berkurang (atau  $\Delta G < 0$ ). Jika sistem tidak melakukan kerja (dan tidak pula dikenai kerja) maka energi bebas yang terdapat didalam sistem tidak berubah ( $\Delta G = 0$ ) dan pada kondisi inilah disebut sebagai kondisi *reversibel* atau *keadaan kesetimbangan* dan sangat banyak di antara kita yang menganggap perubahan reversibel adalah reaksi dapat balik.



Gambar 3.7. Kurva Perubahan Konsentrasi terhadap Waktu

### Tetapan Kesetimbangan (K)

Tetapan Kesetimbangan adalah suatu bilangan yang harus dihitung melalui data eksperimen. Karena tetapan kesetimbangan adalah suatu bilangan, tentu saja tetapan kesetimbangan adalah *unitless* (tanpa satuan). Ada dua cara penentuan tetapan kesetimbangan :

- Melalui penentuan konsentrasi pereaksi dan hasil reaksi pada keadaan kesetimbangan.
- Perhitungan dari data termodinamika, melalui hubungan antara  $\Delta G^\circ$  dan tetapan kesetimbangan.

Ungkapan aksi massa yang ditemukan oleh Gulberg dan Waage (1866) merupakan dasar untuk menjelaskan konsep tetapan kesetimbangan. Ungkapan aksi massa yang dikenal sebagai hukum aksi massa adalah sebagai berikut :



dengan a, b, c dan d adalah koefisien reaksi kesetimbangan tersebut, dan **mencapai**

**keadaan kesetimbangan pada temperatur tertentu** maka

Ungkapan aksi massanya adalah :  $\frac{(C)^c(D)^d}{(A)^a(B)^b}$

Harga K dapat diungkapkan dengan konsentrasi, tekanan (untuk gas), maupun mol fraksi :

$$K_C = \frac{(C)^c(D)^d}{(A)^a(B)^b}$$

(1)

$$K_P = \frac{(P_C)^c(P_D)^d}{(P_A)^a(P_B)^b}$$

(2)

$$K_X = \frac{(X_C)^c(X_D)^d}{(X_A)^a(X_B)^b}$$

(3)

#### HUBUNGAN ANTARA $K_C$ , $K_P$ DAN $K_X$

Untuk reaksi :



$$\text{Harga } K_C = \frac{(C)^c(D)^d}{(A)^a(B)^b}$$

Oleh karena itu  $P V = n R T$ , maka untuk gas ideal, berlaku :  $P = \frac{n}{V} R T$ , dengan  $\frac{n}{V}$  adalah konsentrasi.

$$\text{Jadi } K_P = \frac{(P_C)^c(P_D)^d}{(P_A)^a(P_B)^b}$$

$$\text{Bisa diubah menjadi } K_P = \frac{(C)^c(D)^d(R T)^{(c+d)}}{(A)^a(B)^b(R T)^{(a+b)}}$$

Sehingga hubungan antara  $K_P$  dan  $K_C$  adalah :

$$K_P = K_C(R T)^{\Delta n}$$

(4)

dengan :  $\Delta n = (c+d)-(a+b)$

Diketahui pula bahwa  $P_A = X_A \cdot P_t$

Jadi hubungan  $K_P$  dan  $K_X$  adalah

$$K_P = K_X P_t^{\Delta n}$$

(5)

Untuk reaksi yang sudah mencapai kesetimbangan berlaku relasi:

$$\Delta G^0 = -RT \ln K_p \quad (6)$$

Dari persamaan (6) tersebut sangat jelas bahwa  $K_p$  hanya dipengaruhi oleh temperatur artinya harganya hanya berubah, jika temperatur berubah. Dengan demikian bagi kesetimbangan larutan berlaku

$$\Delta G^0 = -RT \ln K_c \quad (7)$$

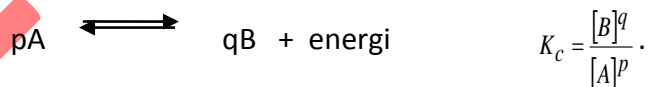
### AZAZ LE CHATELIER

Jika sebuah reaksi dapat balik sudah mencapai keadaan kesetimbangan, maka secara makroskopik reaksi seolah-olah berhenti. Salah satu ciri reaksi dapat balik adalah pereaksinya tidak dapat habis sampai kapanpun jika sistemnya tertutup. Keadaan kesetimbangan ini akan tetap berlangsung selama tidak ada upaya untuk mengganggu keadaan kesetimbangan tersebut. Apabila keadaan kesetimbangan ini diganggu (diberikan aksi pada sistem), maka sistem akan bereaksi untuk melawan aksi yang terjadi, sehingga keadaan kesetimbangan tetap tercapai. Reaksi akan bergeser sedemikian rupa sehingga diperoleh susunan kesetimbangan yang baru.

Faktor-faktor yang mempengaruhi kesetimbangan adalah :

#### 1. Perubahan Konsentrasi

Misal pada suatu reaksi eksotem berikut :



Jika seandainya pada temperatur tetap, ke dalam sistem dimasukkan lagi zat A (pihak kiri ditambah), maka  $[A]$  akan menjadi besar dan harga  $\frac{[B]^q}{[A]^p}$  akan

mengecil, padahal harga  $K_c$  tidak berubah. Agar harga  $K_c$  tidak berubah maka  $[B]$  harus membesar dan ini terjadi jika kesetimbangan bergeser ke arah B (ke kanan).

Demikian pula jika pada temperatur tetap, ke dalam sistem zat B (pihak kanan dikurangi), maka  $[B]$  akan menjadi kecil dan harga  $\frac{[B]^q}{[A]^p}$  akan mengecil, padahal

harga  $K_c$  tidak berubah. Agar harga  $K_c$  tidak berubah maka  $[B]$  harus membesar dan ini terjadi jika kesetimbangan bergeser ke arah B (ke kanan). **Dengan**

**demikian** , jika konsentrasi pereaksi (pihak kiri) dalam sistem kesetimbangan diperbesar, maka kesetimbangan akan bergeser ke pihak kanan . Demikian pula sebaliknya.

## 2. Perubahan Volume Ruang

Jika volume ruang adalah V, maka sesungguhnya nilai  $K_c$  dapat ditulis sebagai berikut:

$$K_c = \frac{\left[\frac{n_B}{V}\right]^q}{\left[\frac{n_A}{V}\right]^p} = \frac{[n_B]^q}{V^q} \times \frac{V^p}{[n_A]^p} = \frac{[n_B]^q}{[n_A]^p} \times V^{p-q}$$

Misal  $q > p$  , jadi  $p-q$  adalah negatif. Jika pada temperatur tetap volume ruang diperbesar, maka  $V^{p-q}$  menjadi kecil dan agar nilai K tetap maka nilai  $\frac{[n_B]^q}{[n_A]^p}$

harus membesar, artinya pembilang (pihak kanan atau pihak koefisien besar) harus menjadi besar. Jadi reaksi harus bergeser ke pihak yang koefisiennya besar. Demikian pula sebaliknya, jika pada temperatur tetap volume ruang diperkecil, maka  $V^{p-q}$  menjadi besar dan agar nilai K tetap maka nilai  $\frac{[n_B]^q}{[n_A]^p}$  harus

mengecil, artinya pembilang (pihak kanan atau pihak koefisien kecil) harus menjadi kecil. Jadi reaksi harus bergeser ke pihak yang koefisiennya kecil. **Dengan demikian** , jika volume ruang dalam sistem kesetimbangan diperbesar, maka kesetimbangan akan bergeser ke pihak yang koefisiennya besar. Demikian pula sebaliknya.

Bagaimana jika koefisien kedua belah pihak sama ?

## 3. Faktor Tekanan Ruang

Faktor tekanan ruang, praktis tidak berpengaruh terhadap reaksi yang hanya melibatkan cairan dan padatan, tetapi besar sekali pengaruhnya jika reaksinya melibatkan gas. Berdasarkan hukum-hukum gas dalam fisika telah kita ketahui bahwa pada temperatur tetap tekanan gas berbanding terbalik dengan volume. Perubahan volume pada sistem kesetimbangan gas, akan mengubah tekanan gas. Jika volume sistem diperbesar dua kali volume semula, maka tekanan akan menjadi kecil, yaitu menjadi  $\frac{1}{2}$  kali tekanan semula. Demikian pula sebaliknya, jika volume sistem diperkecil menjadi setengah kali, maka tekanan akan menjadi besar, yaitu menjadi 2 kali tekanan semula. Sifat ini berlaku pula terhadap kesetimbangan, artinya pengaruh tekanan terhadap kedudukan kesetimbangan adalah kebalikan dari pengaruh volume. Jadi jika tekanan

diperbesar, pengaruhnya sama dengan volume diperkecil. Pergeseran itu terjadi sedemikian rupa sehingga harga  $K_c$  tetap seperti semula.

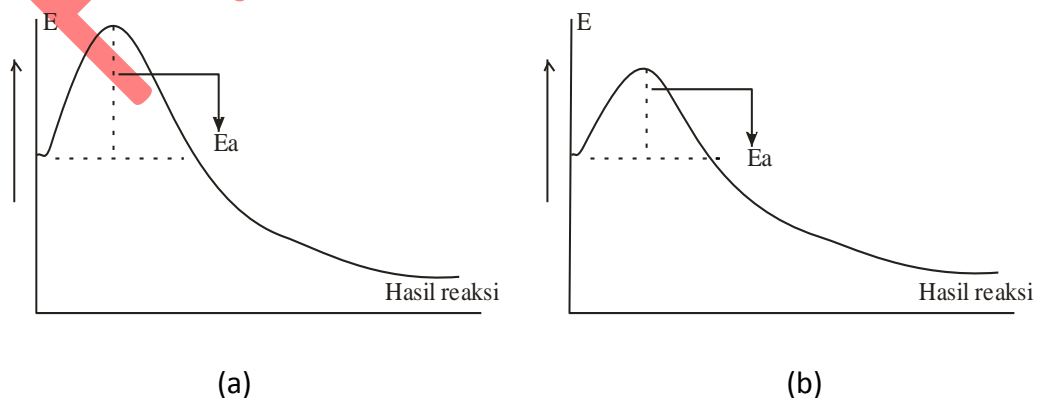
#### 4. Perubahan Temperatur

Menaikkan atau menurunkan temperatur reaksi pada hakekatnya adalah menambahkan atau mengurangi energi reaksi. Ini berarti, bahwa temperatur berhubungan dengan energi yang menyertai reaksi. Pengaruh perubahan temperatur terhadap tetapan kesetimbangan ditentukan oleh pihak endoterm atau eksotermnya sistem kesetimbangan. Untuk reaksi eksoterm menaikkan temperatur berarti menambah pihak kanan sehingga reaksi bergeser ke endoterm. Untuk reaksi endoterm, menambah energi berarti menambah pihak kiri, tentu saja reaksi akan bergeser ke kanan, yang berarti juga bergeser ke pihak endoterm.

*Dengan demikian, jika pada keadaan kesetimbangan, temperatur reaksi dinaikkan reaksi akan bergeser ke pihak endoterm jika temperatur diturunkan reaksi akan bergeser ke pihak eksoterm.*

#### 5. Pengaruh Katalis

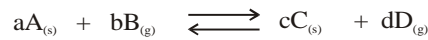
Katalis dipergunakan untuk meningkatkan laju reaksi dengan cara menurunkan energi pengaktifan. Perubahan ini mempengaruhi baik reaksi maju maupun reaksi balik dengan cara yang sama. katalis mengubah laju reaksi menjadi lebih cepat baik yang maju maupun yang balik, sehingga laju reaksi maju tetap sama dengan laju reaksi balik. Akibatnya tidak terjadi perubahan kesetimbangan.. Katalis juga tidak mengubah harga tetapan kesetimbangan, tetapi hanya mempercepat tercapainya keadaan kesetimbangan. Katalis ikut terlibat dalam reaksi, tetapi didapatkan kembali pada akhir reaksi.



Gambar 3.8 (a) Reaksi tanpa katalis, (b) Reaksi dengan katalis

## REAKSI KESETIMBANGAN HETEROGEN

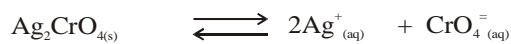
Untuk reaksi kesetimbangan heterogen, misalnya :



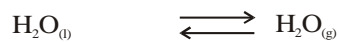
Secara umum ungkapan tetapan kesetimbangan untuk kesetimbangan heterogen adalah :

$$K_C = \frac{(D)^d}{(B)^b} \quad K_P = \frac{P_D^d}{P_B^b} \quad K_x = \frac{X_D^d}{X_B^b}$$

**Contoh**



$$K_{sp} = [Ag]^2 [CrO_4]$$



$$K_P = P_{H_2O}$$

## TETAPAN KESETIMBANGAN DAN DERAJAT DISOSIASI

Derajat disosiasi adalah *persentase massa zat yang terurai menjadi zat yang lebih sederhana*. Derajat disosiasi diungkap sebagai  $\alpha$ , mempunyai nilai antara 0 sampai dengan 1. Bagaimanakah hubungan antara kesetimbangan dengan derajat disosiasi?



Mula-mula    n mol

0 mol

jumlah = n mol

Terurai        n  $\alpha$  mol

2 n  $\alpha$  mol

Sisa            n - n  $\alpha$  mol

2 n  $\alpha$  mol

jumlah = n + n  $\alpha$  mol

$$P_{N_2O_4} = \frac{n - n\alpha}{n + n\alpha} \cdot P_t$$

$$P_{NO_2} = \frac{2n\alpha}{n + n\alpha} \cdot P_t$$

$$K_P = \frac{(P_{NO_2})^2}{(P_{N_2O_4})}$$

$$K_P = \frac{4\alpha^2 P_t}{1 - \alpha^2}$$

$$K_P = \frac{\left(\frac{2\alpha}{1 + \alpha}\right)^2 P_t^2}{\left(\frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}\right) P_t}$$



## DAFTAR PUSTAKA

Devi, Poppy, K., Siti Kalsum., dkk. 2009. *Kimia 1, Kelas X SMA dan MA. Edisi BSE*. Jakarta. Pusat Perbukuan Departemen Pendidikan Nasional.

Devi, Poppy K, dkk. (2016). *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi C Pedagogik: Metode dan Pendekatan Pembelajaran, Profesional : Bentuk Molekul, Redoks 3, Termokimia , Stokiometri 3, Laju Reaksi 1*, Jakarta : Pusat Pengembangan dan Pemberdayaan Pendidik dan Tenaga Kependidikan Ilmu Pengetahuan Alam (PPPPTK IPA)-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan.

PLPG 2017

**SUMBER BELAJAR PENUNJANG PLPG 2017**

**MATA PELAJARAN ILMU KIMIA**

**BAB 4**

**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  
2017**

## BAB 4. KIMIA LARUTAN DAN KOLOID

### 1. Pengantar

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

### 2. Kompetensi Inti

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

### 3. Kompetensi Dasar

- 1.2 Memahami proses berpikir logis kimia dalam mempelajari proses dan gejala alam.
- 1.3 Menggunakan dengan **kritis** bahasa simbolik dalam mendeskripsikan proses dan gejala alam/kimia
- 1.8 Memahami dengan **kreatif** mengenai lingkup dan kedalaman kimia sekolah.

### 4. Indikator Pencapaian Kompetensi

1. Mampu **mengidentifikasi secara logis dari** perbedaan antara perubahan fisika dan perubahan kimia
2. Mampu **menganalisis secara kreatif** perbedaan dan karakteristik simbol-simbol dalam penggambaran senyawa, larutan dan campuran.
3. Mampu **mengidentifikasi dengan logis** mengenai 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	Hydrogen 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 :

$$V_{\text{camp}} \cdot M_{\text{camp}} = V_1 M_1 + V_2 M_2 + V_3 M_3 + \dots$$

## 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 :

$$P_1 = P_1^\circ \cdot x_1$$

$$P_2 = P_2^\circ \cdot x_2$$

$$P_t = P_1 + P_2$$

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

dimana :

$P_1$  = tekanan parsial A

$P_2$  = tekanan parsial B

$P_1^\circ$  = tekanan uap A murni

$P_2^\circ$  = tekanan uap B murni

$P_t$  = tekanan total

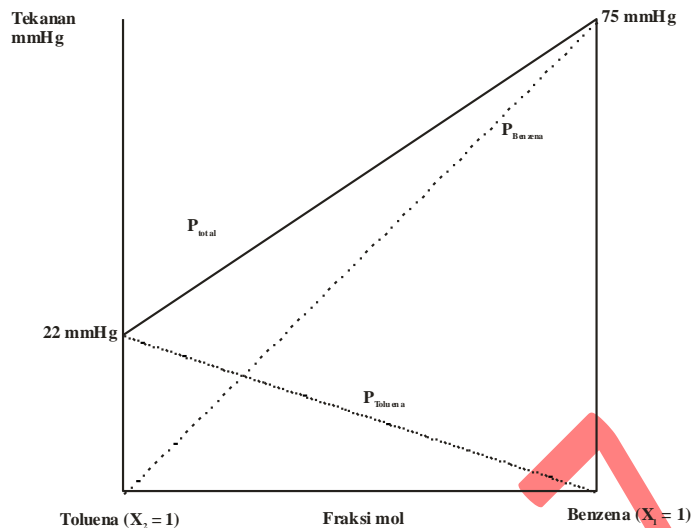
$x_1$  = fraksi mol A

$x_2$  = fraksi mol B

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

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

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

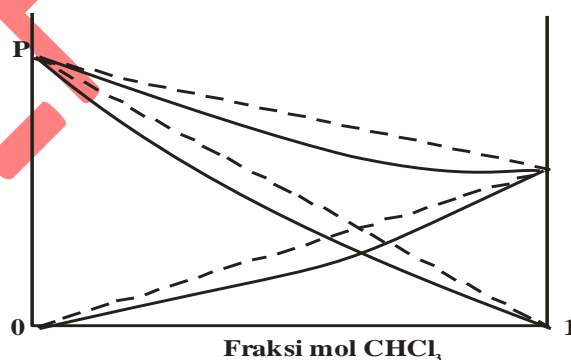


Gambar 4.1. Grafik Tekanan Uap Larutan Ideal

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

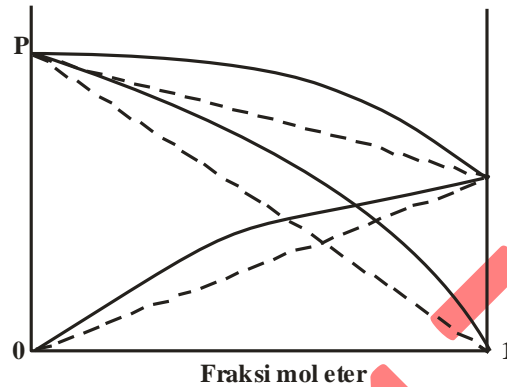
Jika tarikan antara A-B, lebih besar dari tarikan A-A dan B-B, maka proses pelarutan adalah eksoterm dan  $\Delta H_{(l)} < 0$ , sehingga tekanan uap larutan lebih kecil dibandingkan dengan tekanan yang dihitung dengan hukum Raoult. Pada larutan aseton – kloroform misalnya, terjadi ikatan hidrogen antara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

#### 1. Penurunan tekanan uap jenuh pelarut oleh zat terlarut ( $\Delta P$ )

Apabila suatu zat cair (sebenarnya juga untuk zat padat) murni dimasukkan ke dalam suatu ruangan tertutup maka zat itu akan menguap sampai ruangan itu jenuh. Pada keadaan jenuh itu terdapat kesetimbangan dinamis antara zat cair (padat) dengan uap jenuhnya. Tekanan yang ditimbulkan oleh uap jenuh itu disebut tekanan uap jenuh.

Tekanan uap suatu zat cair murni, tergantung pada kecenderungan molekul-molekulnya untuk meninggalkan permukaan cairan. Apabila dalam zat cair murni tersebut ditambahkan zat terlarut *non volatil* (tidak memiliki tekanan uap yang dapat diukur), garam misalnya, maka gerak molekul zat cair murni dalam upayanya meninggalkan permukaan cairan akan terhalangi oleh molekul-molekul garam. Akibatnya perubahan bentuk cair menjadi uap dari zat cair akan mengalami penurunan dibandingkan jika zat cair tersebut dalam keadaan murni



atau dikatakan tekanan uap jenuh air selalu lebih besar daripada tekanan uap jenuh larutan garam ( $P^0 > P$ )

Pada tahun 1887 Francois Raoult seorang kimiawan Perancis menyatakan secara kuantitatif hubungan antara penurunan tekanan uap suatu zat cair murni dengan komposisi larutannya dengan rumus sebagai berikut :

$$P = P^0 \cdot x_A$$

dimana

$P$  = tekanan uap jenuh larutan

$P^0$  = tekanan uap jenuh pelarut murni,

$x_A$  = fraksi mol pelarut.

Dari rumus di atas, dapat diturunkan suatu rumus untuk menghitung penurunan tekanan uap larutan :

$$\begin{aligned}\Delta P &= P^0 - P \\ &= P^0 - P^0 \cdot x_A \\ &= P^0 (1 - x_A) \\ &= P^0 \cdot x_B\end{aligned}$$

$x_B$  = fraksi mol zat terlarut

Untuk larutan yang sangat encer  $n_B \ll n_A$ , sehingga  $n_A + n_B \approx n_A$ ,

rumus di atas menjadi

$$\Delta P = P^0 \cdot n_B / n_A$$

$$n = \text{massa} / M_r$$

Persamaan tersebut dapat digunakan untuk menghitung berat rumus ( $M_r$ ) zat terlarut

## 2. Kenaikan Titik Didih Larutan ( $\Delta T_b$ )

Tahukah anda, bila kita ingin cepat melunakkan daging dengan cara perebusan, ke dalam air perebusan kita tambahkan sejumlah tertentu garam? Mengapa hal ini bisa kita lakukan?

Titik didih larutan adalah suhu pada saat tekanan uap jenuh larutan sama dengan tekanan atmosfer (tekanan yang dikenakan pada permukaan cairan). Seperti yang kita ketahui, titik didih normal air =  $100^\circ\text{C}$ , yang berarti bahwa pada tekanan udara luar 1 atm, air akan mendidih pada suhu  $100^\circ\text{C}$ . Tetapi bila ke dalam air murni tersebut ditambahkan garam, maka pada suhu  $100^\circ\text{C}$  larutan tersebut belum mendidih. Untuk mendidihkan larutan garam diperlukan suhu yang lebih tinggi dari  $100^\circ\text{C}$ , karena adanya molekul-molekul garam akan menghalangi penguapan molekul-molekul air, sehingga pada suhu tersebut tekanan uapnya belum mencapai tekanan udara luar, untuk mencapainya diperlukan suhu yang lebih tinggi. Hal inilah yang mendasari, mengapa agar kita lebih cepat dalam melunakkan daging ke dalam air perebusan kita tambahkan sejumlah tertentu garam.

Selisih antara titik didih air murni dengan titik didih larutan disebut kenaikan titik didih ( $\Delta T_b$ ).

$$\Delta T_b = \text{titik didih larutan} - \text{titik didih pelarut}$$

Kenaikan titik didih yang disebabkan oleh 1 mol zat terlarut dalam 1000 g pelarut (konsentrasi sebesar 1 molal) mempunyai harga tetap yaitu harga  $K_b$  = tetapan kenaikan titik didih molal. Harga  $K_b$  bergantung pada jenis pelarut, misal  $K_b$  air =  $0,52^\circ\text{C}$ ,  $K_b$  alcohol =  $1,19^\circ\text{C}$ ,  $K_b$  asam asetat =  $3,07^\circ\text{C}$ ,  $K_b$  benzena =  $2,53^\circ\text{C}$ .

Jadi

$$\Delta T_b = m K_b$$

$$m = \text{konsentrasi molal zat terlarut} = \frac{w_B}{M_B} \cdot \frac{1000}{w_A}$$

Seperti halnya penurunan tekanan uap, kenaikan titik didih larutan dapat juga dipakai untuk menentukan berat rumus ( $M_B$ ) suatu zat terlarut.

### 3. Penurunan Titik Beku Larutan ( $\Delta T_f$ )

Pernahkan anda menaburkan garam pada sebungkah es batu ? Apa yang terjadi? Es batu tersebut akan meleleh. Mengapa demikian ? Karena garam dapat menurunkan titik beku air. Apabila kita tambahkan zat terlarut baik yang *volatil* maupun *non volatil* ke dalam suatu pelarut murni , maka titik beku larutan lebih rendah daripada titik beku pelarut murni. Selisih antara titik beku larutan dengan titik beku pelarut murni disebut penurunan titik beku larutan ( $\Delta T_f$ ).

$$\Delta T_f = \text{titik beku pelarut} - \text{titik beku larutan}$$

Tetapan penurunan titik beku molal ( $K_f$ ) bergantung pada jenis pelarut. Misal  $K_f$  air =  $1,86^\circ\text{C}$ ,  $K_f$  asam asetat =  $3,57^\circ\text{C}$ ,  $K_f$  benzena =  $5,07^\circ\text{C}$ ,  $K_f$  sikloheksana =  $20,0^\circ\text{C}$  . Dan hubungan antara tetapan penurunan titik beku molal dengan penurunan titik beku larutan dapat dinyatakan sebagai berikut :

$$\Delta T_f = m K_f$$

$$m = \text{konsentrasi molal zat terlarut} = \frac{w_B}{M_B} \cdot \frac{1000}{w_A}$$

$K_f$  = penurunan titik beku molal pelarut

Seperti halnya data kenaikan titik didih , data penurunan titik beku dapat juga digunakan untuk menentukan  $M_r$  zat terlarut.

### 4. Tekanan Osmose Larutan ( $\pi$ )

Banyak proses kimia dan biologi yang bergantung pada aliran molekul pelarut secara selektif melewati membran berpori dari larutan encer ke larutan yang lebih pekat. Sebuah corong (osmometer) yang bagian bawahnya ditutup dengan selaput yang bersifat semi permeable diisi dengan larutan gula, kemudian dimasukkan ke dalam wadah yang berisi air, maka akan terjadi perpindahan air dari wadah ke dalam corong/ permukaan larutan gula pada corong perlahan-lahan naik. Perpindahan air ke dalam osmometer dapat dicegah dengan menggunakan suatu gaya dengan menaruh beban di atasnya. Gaya yang diperlukan untuk mengimbangi desakan air ke atas (sehingga aliran air ke dalam osmometer dapat dicegah) disebut tekanan osmotik larutan. Sebagai contoh larutan glukosa 20% mempunyai tekanan osmotik sekitar 15 atm.

Oleh van't Hoff, hubungan antara tekanan osmotik dengan konsentrasi larutan dinyatakan dengan rumus serupa dengan persamaan gas ideal:

$$\pi V = n.R.T$$

$$\pi = n/V . R.T$$

$$\pi = M.k.T$$

dimana  $M = n/V = \text{mol/L}$

$k = R = \text{tetapan gas umum yang besarnya } 0,082 \text{ L.atm/mol K}$

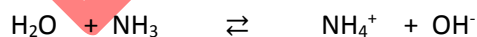
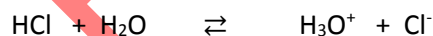
$T = \text{suhu yang dinyatakan dalam Kelvin}$

Dua buah larutan yang tekanan osmotiknya sama disebut isotonik.

Secara teoritis, keempat sifat koligatif tersebut dapat digunakan untuk menentukan massa molekul relatif suatu zat. Tetapi pada praktiknya, hanya penurunan titik beku dan tekanan osmosis yang digunakan sebab keduanya menunjukkan perubahan yang paling mencolok.

## **5.2 TEORI ASAM- BASA**

Menurut Svanthe 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 :

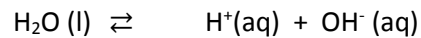


**Pasangan  $\text{asam}_1 - \text{basa}_1$  dan  $\text{asam}_2 - \text{basa}_2$  disebut sebagai pasangan asam-basa konjugasi.**

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

### **TEORI DISSOSIASI AIR ( $H_2O$ ).**

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  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}\text{M}$ .

Untuk sistem kesetimbangan di atas berlaku:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}, \text{ atau } K \times [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]$$

Berdasarkan hasil pengukuran dapat dinyatakan bahwa  $\text{H}_2\text{O}$  yang terdissosiasi sangat sedikit, sehingga  $[\text{H}_2\text{O}]$  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.

$$\begin{aligned} K \cdot (\text{H}_2\text{O})^2 &= (\text{H}_3\text{O}^+) \cdot (\text{OH}^-) \\ K_w &= (\text{H}_3\text{O}^+) \cdot (\text{OH}^-) \end{aligned} \quad (2)$$

$K_w$  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 ( $H^+$ ) dari air diabaikan terhadap ( $H^+$ ) dari asamnya. Sedang pada larutan basa ( $OH^-$ ) dari air diabaikan terhadap ( $OH^-$ ) dari basanya.

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

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

yang kemudian diperluas, mencakup

$$pOH = -\log[OH^-] \quad , \quad pK_a = -\log K_a \quad , \quad pK_b = -\log K_b$$

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

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

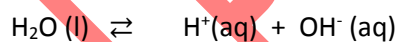


$[H^+]_{tot.} = [H^+]_{air} + [H^+]_{H_nX}$ , jika  $[H^+]_{air} \ll [H^+]_{H_nX}$  maka  $[H^+]_{tot.} = [H^+]_{H_nX}$ , yang berarti:  $[H^+]_{tot.} = n [H_nX]$ , jika  $[H^+]_{air} \gg [H^+]_{H_nX}$  maka  $[H^+]_{tot.} = [H^+]_{air}$

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

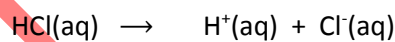
Jawab:  $HCl (aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$

0,01    0,01    0,01

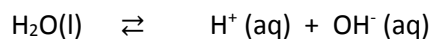


$10^{-7}$      $10^{-7}$

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



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



$10^{-7}$      $10^{-7}$

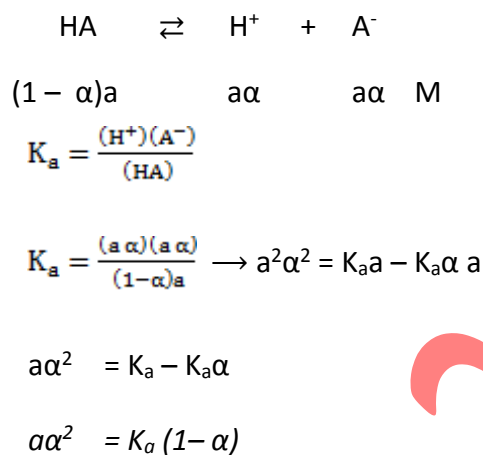
$[H^+]_{air} \gg [H^+]_{HCl}$  maka:  $[H^+]_{tot.} = [H^+]_{air} = 10^{-7}$  jadi:  $pH = -\log 10^{-7} = 7$

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 :

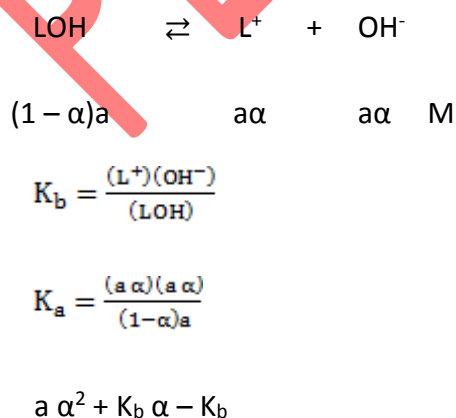


Bila harga a dan K diketahui, maka  $\alpha$  dapat ditentukan. Untuk harga  $\alpha$  yang kecil (jauh lebih kecil dari satu) atau mendekati nol, maka harga  $(1 - \alpha) \approx 1$ , sehingga :

$$K_a = a \alpha^2$$

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

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



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 :

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

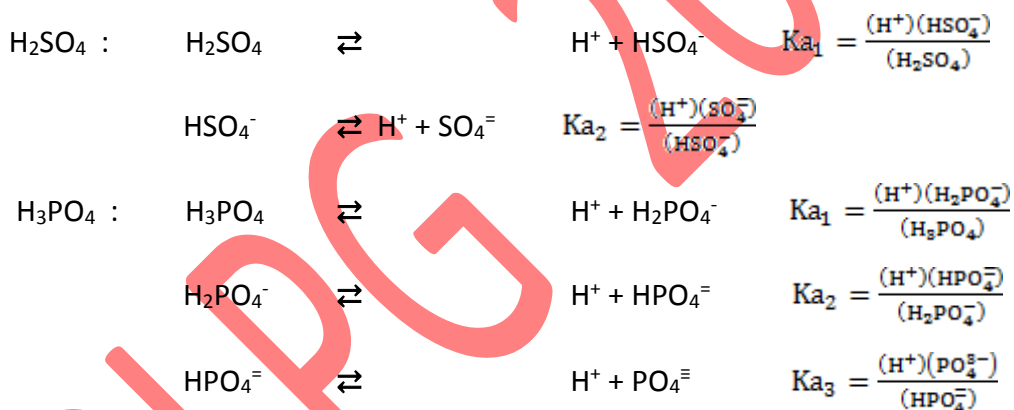
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{a}}$$

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

### Asam Lemah Poliprotik

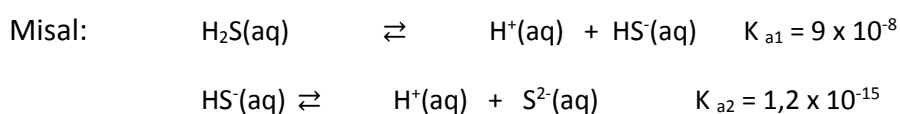
Asam – asam yang memiliki lebih dari satu atom hidrogen akan mengalami ionisasi lebih dari satu tahap. Contoh :  $H_2SO_4$ ,  $H_2S$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_3PO_4$  dan sebagainya. Asam – asam tersebut melepaskan  $H^+$  lebih dari satu kali.

Contoh :



$(H^+)$  asam poliprotik atau  $(OH^-)$  basa poliprotik ditentukan secara pendekatan melalui harga  $K_{a1}$  untuk asam dan  $K_{b1}$  untuk basa. Karena harga  $K_{a1}$  untuk asam poliprotik atau  $K_{b1}$  untuk basa poliprotik pada umumnya jauh lebih besar daripada  $K_{a2}$  atau  $K_{b2}$ .

Bila  $K_1$ ,  $K_2$ ,  $K_3$  memiliki harga yang berjauhan, maka masing-masing tahap dissosiasi dari asam tersebut dapat dianggap sebagai asam monoprotik. Besarnya  $[H^+]$  hanya tergantung pada tahap dissosiasi pertama, dalam hal demikian:  $K_1 \gg K_2 \gg K_3$ . Untuk harga  $[X^n]$  semua tahap dissosiasi harus diperhitungkan.



Pada tahap dissosiasi (1)  $[H^+] = [HS^-]$  maka:



$$K_{a1} = \frac{[H^+] \times [HS^-]}{[H_2S]}, \text{ berarti: } K_{a1} = \frac{[H^+]^2}{[H_2S]} \text{ jadi: } [H^+]^2 = K_{a1} \times [H_2S]$$

$$K_{a2} = \frac{[H^+] \times [S^{2-}]}{[HS^-]}, \text{ sehingga } K_{a1} \times K_{a2} = \frac{[H^+] \times [HS^-]}{[H_2S]} \times \frac{[H^+] \times [S^{2-}]}{[HS^-]} = K_a$$

$$K_a = \frac{[H^+]^2 \times [S^{2-}]}{[H_2S]}, \text{ jadi: } [S^{2-}] = \frac{K_a \times [H_2S]}{[H^+]^2}$$

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.



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

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

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

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

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 4.2 disampaikan beberapa indikator dan trayek pHnya.

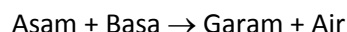
**Tabel 4.2 Beberapa Indikator dengan Trayek pHnya**

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 ekuivalen asam sama dengan basa disebut **titik ekuivalen**. pH larutan mengalami perubahan selama titrasi dan titrasi diakhiri pada saat pH titik ekuivalen 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 ekuivalen, karena indikator tidak hanya mengalami perubahan warna pada titik ekuivalen 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 ekuivalennya dan tidak boleh mengalami perubahan warna di luar titik ekuivalennya. Diharapkan titik akhir titrasi berimpit dengan titik ekuivalen, 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 ekuivalennya terjadi pada  $\text{pH} = 7$ , kita harus memilih indikator yang mempunyai trayek perubahan 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 pH yang lebih kecil dari 7, kita harus memilih indikator yang mempunyai trayek perubahan pH dengan pH titik ekuivalen termasuk didalamnya. Misalnya metilmerah yang mempunyai trayek 4,8 – 6,0. Untuk titrasi asam lemah – basa kuat, titik ekuivalen terjadi pada pH yang lebih besar dari 7, kita harus memilih indikator yang mempunyai trayek perubahan pH dengan pH titik ekuivalen termasuk didalamnya. Misalnya phenolftalein yang mempunyai trayek 8,2 – 10,0.

Jika suatu asam atau basa dititrasi setiap penambahan pereaksi akan mengakibatkan perubahan pH. Suatu grafik yang diperoleh dengan mengalurkan 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 pH lebih kecil dari 7, dan kurva titrasi asam lemah – basa kuat dengan titik ekuivalen pada pH lebih besar dari 7. Kurva titrasi asam lemah- basa lemah tidak dikenal, karena pada titrasi asam lemah – basa lemah titik ekuivalennya sukar tercapai.

#### Perhitungan kadar dalam titrasi

Jumlah ekuivalen zat yang dititrasi = jumlah ekuivalen zat titran

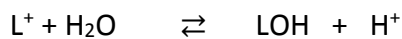
Atau

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

## HIDROLISIS

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

1. Garam yang berasal dari asam kuat dan basa kuat. Misalnya NaCl, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NaNO<sub>3</sub>, tidak mengalami hidrolisis
2. Garam yang berasal dari asam kuat dan basa lemah seperti NH<sub>4</sub>Cl mengalami hidrolisis pada kationnya.



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

Bila pembilang dan penyebutnya dikalikan dengan (OH<sup>-</sup>), maka :

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

$$K_h = \frac{(K_w)}{(K_b)} \quad (6)$$

(H<sup>+</sup>) larutan dapat ditentukan melalui persamaan (5)

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

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

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

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

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

3. Garam yang berasal dari asam lemah dan basa kuat. Seperti CH<sub>3</sub>COONa, mengalami hidrolisis pada anionnya.



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

Bila pembilang dan penyebutnya dikalikan dengan (H<sup>+</sup>), maka :

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

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

(OH<sup>-</sup>) larutan dapat ditentukan melalui persamaan (8)

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

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

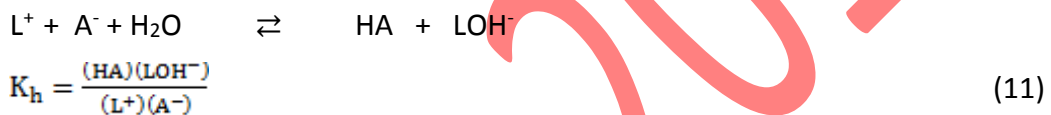
$$(\text{OH}^-) = \sqrt{K_h \cdot (\text{garam})}$$

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

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

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

Misalnya CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub> mengalami hidrolisis sempurna baik kation maupun anionnya.



Bila pembilang dan penyebutnya dikalikan dengan (H<sup>+</sup>) (OH<sup>-</sup>), maka :

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

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

(H<sup>+</sup>) atau (OH<sup>-</sup>) larutan dapat ditentukan dari



Atau



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

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

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

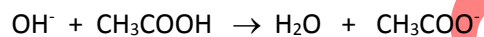
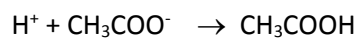
$$(\text{H}^+) = K_a \cdot \sqrt{K_b}$$

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

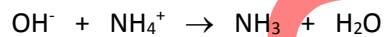
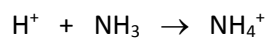
## BUFFER

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  $\text{H}^+$  dan  $\text{OH}^-$  ditambahkan ke dalam buffer asam asetat-asetat, maka terjadi reaksi netralisasi :



Untuk buffer amonia-amonium klorida, terjadi netralisasi :



Pada buffer asam berlaku :

$$K_a = \frac{(\text{H}^+)(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

$$(\text{H}^+) = \frac{(\text{CH}_3\text{COOH})}{(\text{CH}_3\text{COO}^-)} \times K_a$$

Pada buffer basa berlaku :

$$K_b = \frac{(\text{NH}_4^+)(\text{OH}^-)}{(\text{NH}_4\text{OH})}$$

$$(\text{OH}^-) = \frac{(\text{NH}_4\text{OH})}{(\text{NH}_4^+)} \times K_b$$

Secara umum dapat ditulis :

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

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

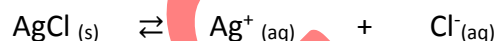
Larutan buffer akan berfungsi sebagai penahan pH yang baik, jika (asam) / (garam) atau (basa) / (garam) nya = 1. Bisa juga dipergunakan jika (asam) / (garam) atau (basa) / (garam) antara 0,1 – 10. Angka 0,1 – 10 itu disebut daerah buffer, adalah daerah (asam) / (garam) atau (basa) / (garam) masih efektif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



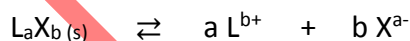
$$K = \frac{(\text{Ag}^{+})(\text{Cl}^{-})}{(\text{AgCl})}$$

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 :

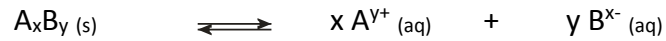


$$K = \frac{(\text{L}^{b+})^a (\text{X}^{a-})^b}{(\text{L}_a\text{X}_b(s))}$$

$$K \cdot (\text{L}_a\text{X}_b(s)) = K_{sp} = (\text{L}^{b+})^a \cdot (\text{X}^{a-})^b$$

## Hubungan Kelarutan dan Ksp

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



Kelaratuan

1 M

x 1 M

y 1 M

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

contoh :

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

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

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

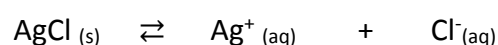
Bila harga  $(A^{y+})^x \cdot (B^{x-})^y = K_{sp}$ , maka larutan mencapai jenuh

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 :

	$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons$	$Ag^+_{(aq)}$	+	$Cl^-_{(aq)}$
Mula-mula		0		0,010 M
Perubahan		x M		x M
Kesetimbangan		x M		0,010 + x M

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 4.3.

Tabel 4.3. Perbedaan antara larutan, koloid dan suspensi

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

Jika suatu larutan tersusun dari komponen-komponen zat terlarut dan pelarut, maka suatu system 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 4.4.

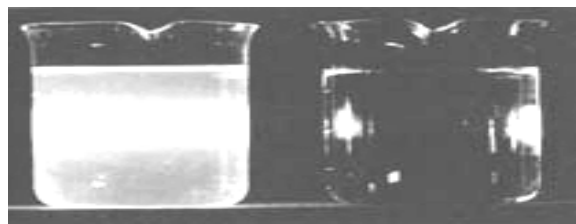
Tabel 4.4. Sistem dispersi koloid

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

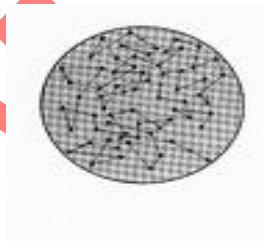
Gejala terlihatnya berkas cahaya apabila diarahkan ke dalam suatu medium yang mengandung partikel-partikel koloid disebut efek Tyndall. Hal ini pertama kali diterangkan oleh John Tyndall (1820-1893) seorang ahli fisika Inggris. Efek Tyndall sehari-hari dapat kita jumpai, misal di pagi hari yang berkabut, 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 menimpunya 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 4.4 Efek Tyndall

## 2. Gerak Brown

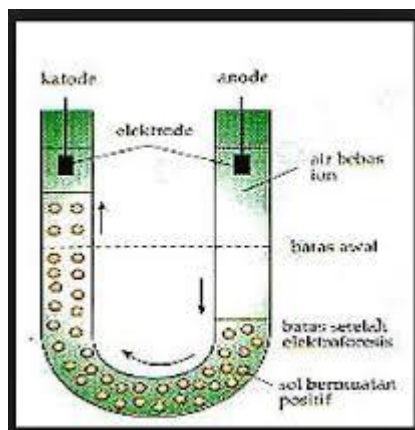
Pada 1827 Robert Brown (1773-1858) sewaktu meneliti asap, menemukan sebuah gejala bergeraknya partikel-partikel kecil menurut garis lurus yang patah-patah. Gerakan ini berlangsung terus menerus tiada henti dan berlangsung pada kecepatan tetap. Gerakan ini akan tampak jelas bila diamati dengan mikroskop 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 4.5. 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.

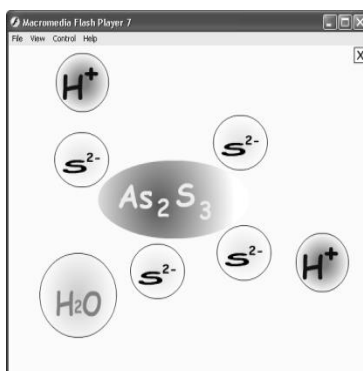


Gambar 4.6. Elektroforesis

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 4.7. 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.

### **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 :

Pada pembuatan es krim digunakan gelatin untuk mencegah pembentukan kristal besar es atau gula

Cat atau tinta dapat bertahan lama karena menggunakan koloid pelindung

Zat-zat pengemulsi seperti sabun, detergen.

## 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 melewati air dan ion-ion tetapi tak dapat melewati 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 melewati 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.

### **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 hidrofil (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  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , 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.

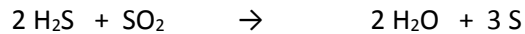
### 2. Cara kondensasi

Cara ini merupakan kebalikan dari cara disperse 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 :

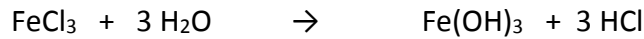
#### a. Reaksi redoks

Sol belerang dapat dibuat dengan mengalirkan gas  $\text{H}_2\text{S}$  ke dalam larutan  $\text{SO}_2$



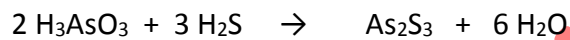
b. Reaksi hidrolisis

Sol  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  dibuat dengan menambahkan larutan  $\text{FeCl}_3$  ke dalam air mendidih, maka segera terjadi hidrolisa.



c. Reaksi pengenceran

Sol  $\text{As}_2\text{S}_3$  dibuat dengan mengalirkan gas  $\text{H}_2\text{S}$  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 hidrofil (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 4.5. 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

#### **Penggunaan Koloid dalam Kehidupan**

##### **1. Mengurangi polusi udara**

Gas buangan pabrik yang mengandung asap dan partikel berbahaya dapat diatasi dengan menggunakan alat pengendap cottrel. Asap pabrik sebelum meninggalkan cerobong asap dialirkan melauai ujung-ujung logam yang tajam dan bermuatan pada tegangan yang tinggi ( 20.000 sampai 75.000 volt). Ujung-ujung yang tajam akan mengiyonkan molekul-molekul di udara. Ion-ion tersebut akan diadsorpsi oleh partikel asap dan menjadi bermuatan. Selanjutnya partikel bermuatan itu akan tertarik dan di ikat 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 dianalisis, yaitu mengisap darahnya dan dialirkan kedalam alat yang disebut alat cuci darah. Sehingga urea dan kreatin serta ion-ion

laintertarik keluar. Darah yang telah bersih dimasukan 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.

10. 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.

## DAFTAR PUSTAKA

Kurniasih, dkk, (2016) *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi H Pedagogik: Komunikasi Efektif, Profesional : Koloid, Kimia Unsur 4, Polimer*, Jakarta : Pusat Pengembangan dan Pemberdayaan Pendidik dan Tenaga Kependidikan Ilmu Pengetahuan Alam (PPPPTK IPA)-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan

PLPG 2017

**SUMBER BELAJAR PENUNJANG PLPG 2016**

**MATA PELAJARAN ILMU KIMIA**

**BAB 5**

**REDOKS DAN ELEKTROKIMIA, ANALISIS KUALITATIF DAN  
KUANTITATIF KIMIA UNSUR**



**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 5

### REDOKS DAN ELEKTROKIMIA, ANALISIS KUALITATIF DAN Kuantitatif KIMIA UNSUR

#### 1. Pengantar

Setelah belajar dengan sumber belajar penunjang ini, diharapkan pembaca mampu Memahami proses berpikir kimia dalam mempelajari proses dan gejala alam., serta mampu **menjelaskan perkembangan dari** konsep reaksi oksidasi reduksi (redoks) dan elektrokimia dan contohnya, serta memahami .berbagai macam analisis kualitatif dan kuantitatif kimia unsur

#### 2. Kompetensi Inti Guru :

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

#### 3. Kompetensi Guru Mata Pelajaran [KD]

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.

1.9. Memahami berbagai analisis kualitatif dan kuantitatif kimia unsur

#### 4. Indikator Pencapaian Pembelajaran:

Setelah mempelajari bahan ajar ini peserta mampu:

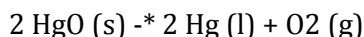
1. **menjelaskan perkembangan dari** konsep reaksi oksidasi reduksi (redoks), dan elektrokimia dan contohnya.
2. **menerapkan proses berpikir logis dalam menjelaskan** proses elektrokimia
3. **menerapkan** makna bahasa simbolik dalam menuliskan berbagai reaksi redoks dan reaksi kesetimbangan kimia .
4. memahami berbagai analisis kualitatif dan kuantitatif kimia unsur

## 5. URAIAN MATERI

### 5.1 KONSEP OKSIDASI REDUKSI

Oksidasi adalah pengikatan oksigen, sedangkan reduksi adalah pelepasan oksigen. Pembakaran gas alam, CH<sub>4</sub> dan pembakaran bensin dalam mesin kendaraan bermotor

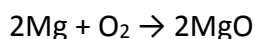
adalah reaksi oksidasi. Reaksi–reaksi yang menyangkut penguraian zat dengan melepaskan oksigen disebut reduksi.



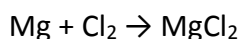
Selanjutnya, konsep transfer elektron dan perubahan bilangan oksidasi: Oksidasi adalah suatu perubahan kimia: (a) Jika suatu zat memberikan atau melepaskan elektron; (b) Jika suatu unsur mengalami pertambahan bilangan oksidasi atau tingkat oksidasi; (c) Terjadi di anoda suatu sel elektrokimia. Reduksi ialah suatu perubahan kimia: (a) Jika suatu zat menerima atau menangkap elektron; (b) Jika suatu unsur mengalami pengurangan bilangan oksidasi atau tingkat oksidasi; (c) Terjadi di katoda suatu sel elektrokimia.

Pentingnya reaksi oksidasi-reduksi dikenali sejak awal kimia. Dalam oksidasi reduksi, Situasinya mirip dengan reaksi asam basa. Singkatnya, reaksi oksidasi reduksi dan asam basa merupakan pasangan sistem dalam kimia. Reaksi oksidasi reduksi dan asam basa memiliki nasib yang sama, dalam hal keduanya digunakan dalam banyak praktek kimia sebelum reaksi ini dipahami. Konsep penting secara perlahan dikembangkan: misalnya, bilangan oksidasi, oksidan (bahan pengoksidasi), reduktan (bahan pereduksi), dan gaya gerak listrik, persamaan Nernst, hukum Faraday tentang induksi elektromagnet dan elektrolisis. Perkembangan sel elektrik juga sangat penting. Penyusunan komponen reaksi oksidasi-reduksi merupakan praktek yang penting dan memuaskan secara intelektual. Sel dan elektrolisis adalah dua contoh penting, keduanya sangat erat dengan kehidupan sehari-hari dan dalam industri kimia.

Perhatikan reaksi berikut:

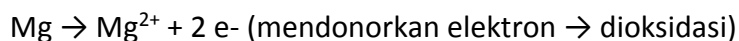


Reaksi antara magnesium dan klorin tidak diikuti dengan pemberian dan penerimaan oksigen.



Namun, mempertimbangkan valensi magnesium, merupakan hal yang logis untuk menganggap kedua reaksi dalam kategori yang sama. Memang, perubahan magnesium,  $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$ , umum untuk kedua reaksi, dan dalam kedua reaksi magnesium

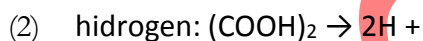
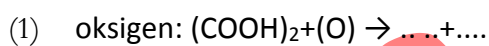
dioksidasi. Dalam kerangka ini, keberlakuan yang lebih umum akan dicapai bila oksidasi-reduksi didefinisikan dalam kerangka pemberian dan penerimaan elektron. Bila kita menggunakan definisi ini, reaksi oksidasi-reduksi dapat dibagi menjadi dua, satu adalah reaksi oksidasi, dan satunya reaksi reduksi. Jadi,



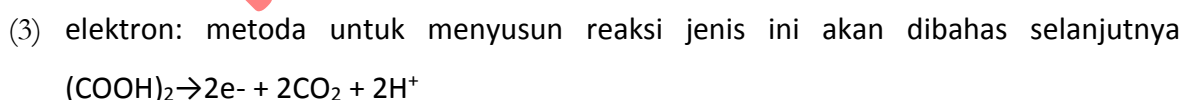
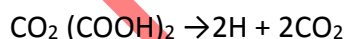
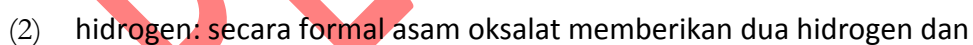
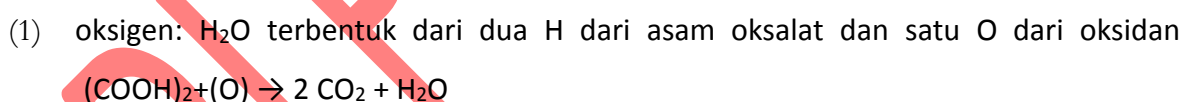
Masing-masing reaksi tadi disebut setengah reaksi. Akan ditunjukkan bahwa reaksi oksidasi reduksi biasanya paling mudah dinyatakan dengan setengah reaksi (satu untuk oksidan dan satu untuk reduktan).

Contoh soal

Tuliskan reaksi oksidasi asam oksalat  $(\text{COOH})_2$  menghasilkan  $\text{CO}_2$  dan air dengan tiga cara; serah terima oksigen, hidrogen dan elektron. Isilah titik-titik dengan rumus kimia dan koefisien yang tepat.



Jawab



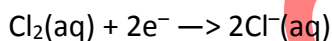
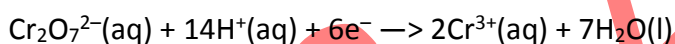
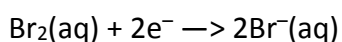
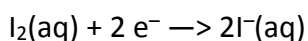
### Oksidan dan reduktan (bahan pengoksidasi dan pereduksi)

Oksidasi reduksi seperti dua sisi dari selembar kertas, jadi tidak mungkin oksidasi atau reduksi berlangsung tanpa disertai lawannya. Bila zat menerima elektron, maka harus ada yang mendonorkan elektron tersebut. Dalam oksidasi reduksi, senyawa yang menerima

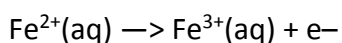
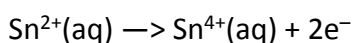
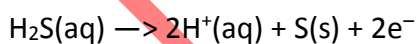
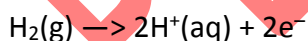
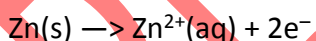


elektron dari lawannya disebut oksidan (bahan pengoksidasi sebab lawannya akan teroksidasi. Lawan oksidan, yang mendonorkan elektron pada oksidan, disebut dengan reduktan (bahan pereduksi) karena lawannya (oksidan tadi tereduksi). Di antara contoh di atas, magnesium, yang memberikan elektron pada khlorin, adalah reduktan, dan khlorin, yang menerima elektron dari magnesium, adalah oksidan. Umumnya, unsur elektropositif seperti logam alkali dan alkali tanah adalah reduktan kuat; sementara unsur elektronegatif seperti khlorin adalah oksidan yang baik.

Suatu senyawa dapat berlaku sebagai oksidan dan juga reduktan. Bila senyawa itu mudah mendonorkan elektron pada lawannya, senyawa ini dapat menjadi reduktan. Sebaliknya bila senyawa ini mudah menerima elektron, senyawa itu adalah oksidan.



Reduktan



### Bilangan oksidasi

Besi adalah reduktan yang baik dan besi menjadi  $\text{Fe}^{2+}$  atau  $\text{Fe}^{3+}$  bergantung kondisi reaksi.





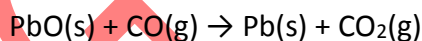
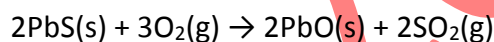
Jadi, penting untuk menyatakan dengan jelas jumlah elektron yang diserahkan atau diterima. Untuk keperluan ini, suatu parameter, bilangan oksidasi didefinisikan. Bilangan oksidasi untuk unsur monoatomik adalah muatan atom tersebut. Bilangan oksidasi Fe,  $\text{Fe}^{2+}$  dan  $\text{Fe}^{3+}$  adalah 0, +2 dan +3. Untuk memperluas konsep bilangan oksidasi pada molekul poliatomik, penting untuk mengetahui distribusi elektron dalam molekul dengan akurat. Karena hal ini sukar, diputuskan bahwa muatan formal diberikan pada tiap atom dengan menggunakan aturan tertentu, dan bilangan oksidasi didefinisikan berdasarkan muatan formal.

Contoh soal

Dalam peleburan timbal dari bijihnya (timbal sulfida) reaksi reduksi oksidasi dua tahap berikut terjadi. Tunjukkan oksidan dan reduktan dalam reaksi ini dan tentukan bilangan oksidasi masing-masing atomnya.

Jawab

Bilangan oksidasi masing-masing atom ditandai di bawah simbol atomnya.



Tahap pertama reaksi, bilangan oksidasi S berubah dari -2 ke +4, dengan demikian S dioksidasi. Jadi PbS adalah reduktan. Bilangan oksidasi O turun dari 0 ke -2. Jadi oksigen adalah oksidan. Di tahap kedua, bilangan oksidasi C berubah dari +2 ke +4, dan dengan demikian C dioksidasi. Jadi CO adalah reduktan. Bilangan oksidasi Pb turun dari +2 ke 0. Jadi PbO adalah oksidan. Dalam peleburan logam semacam besi, CO sering menjadi reduktan.

### Penyusunan persamaan reduksi oksidasi

Penyusunan setengah reaksi oksidasi reduksi adalah (1) Tuliskan persamaan perubahan oksida dan reduktan., (2) Setarakan jumlah oksigen di kedua sisi persamaan dengan menambahkan sejumlah tepat  $\text{H}_2\text{O}$ , (3) Setarakan jumlah hidrogen di kedua sisi persamaan dengan penambahan jumlah  $\text{H}^+$  yang tepat, (4) Setarakan muatannya dengan

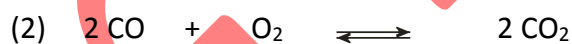
menambahkan sejumlah elektron. Sekali setengah reaksi telah disusun, mudah untuk menyusun persamaan reduksi oksidasi keseluruhan. Dalam oksidasi reduksi, penurunan bilangan oksidasi oksidan dan kenaikan bilangan oksidasi reduktan harus sama. Hal ini sama dengan hubungan ekivalen dalam reaksi asam basa. Penyusunan reaksi oksidasi reduksi total (1) Pilihlah persamaan untuk oksidan dan reduktan yang terlibat dalam reaksi, kalikan sehingga jumlah elektron yang terlibat sama., (2) Jumlahkan kedua reaksi (elektronnya akan saling meniadakan). Ion lawan yang mungkin muncul dalam persamaan harus ditambahkan di kedua sisi persamaan sehingga kesetaraan bahan tetap dipertahankan

### Konsep Redoks Perpindahan Elektron

Ada golongan-golongan reaksi kimia yang penting yakni terjadi perpindahan elektron sebagai contoh dapat diberikan :



Ini adalah contoh suatu reaksi redoks dengan perpindahan elektron dapat terlihat dengan jelas. Tetapi ada pula reaksi redoks dengan perpindahan elektron tidak terlihat jelas, seperti :



Pada contoh (1) diatas Zn teroksidasi sehingga ia melepaskan elektronnya dan menjadi  $\text{Zn}^{2+}$ , sebaliknya  $\text{Cu}^{2+}$  tereduksi, ia menerima elektron dan menjadi Cu. Di sini Zn merupakan reduktor atau pereduksi dan Cu merupakan oksidator atau zat pengoksidasi. Contoh ke dua juga merupakan reaksi redoks, tetapi disini hanya terjadi pergeseran elektron dari atom-atom C ke arah atom O yang lebih elektronegatif.

**Oksidasi** dapat dinyatakan sebagai suatu perubahan kimia yaitu suatu unsur memberikan atau melepaskan elektron dan diikutsertakan dengan pertambahan bilangan oksidasi. Kebalikannya **reduksi** adalah suatu proses dengan suatu unsur menerima atau menangkap elektron dan diikutsertakan dengan pengurangan bilangan oksidasi. Kehilangan oleh suatu zat selalu diikutsertakan oleh penerimaan elektron oleh suatu zat lain sehingga merupakan reaksi redoks.

## A. PENYETARAAN REAKSI REDOKS

Reaksi redoks ada yang mudah untuk disetarakan tetapi ada juga yang sulit sehingga perlu dilakukan secara sistematis dengan cara bertahap. Ada dua cara yang dapat dilakukan : ***Cara Setengah Reaksi dan Cara Bilangan Oksidasi, penjelasan lebih lanjut dapat dibaca buku***

Devi, Poppy K, dkk. (2016). *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi C Pedagogik: Metode dan Pendekatan Pembelajaran, Profesional : Bentuk Molekul, Redoks 3, Termokimia , Stokiometri 3, Laju Reaksi 1*, Jakarta : PPPPTK IPA-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan. [tersedia online].

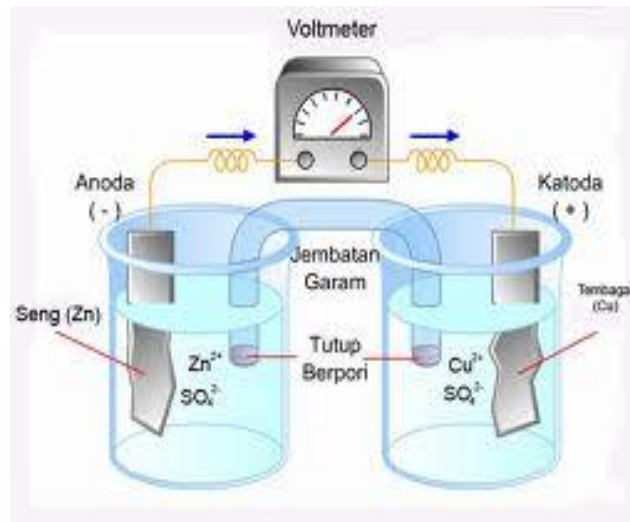
Supriatna, M. dkk, (2016) *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi D Pedagogik: Model-Model Pembelajaran IPA dan Implementasinya, Profesional : Redoks 4, Termokimia 2, Laju Reaksi 2, Alkohol dan Eter*, Jakarta, PPPPTK IPA-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan. [tersedia online]

Turella, R, dkk. (2016). *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi A. Pedagogik Perkembangan Peserta Didik, Profesional : Struktur Atom, Stokiometri 1, Asam Basa, Redoks 1*. Jakarta : PPPPTK IPA-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan. [tersedia online]

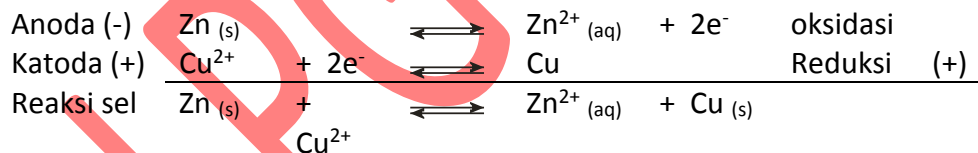
Turella, R, dkk. (2016). *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi B Pedagogik. Teori Belajar dan Implementasinya dalam Pembelajaran IPA, Profesional : Ikatan Kimia, Stoikiometri II, Redoks 2, dan pH* Jakarta : PPPPTK IPA-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan. . [tersedia online]

## B. SEL GALVANI

Jika reaksi reduksi dan oksidasi dilakukan dalam dua wadah terpisah dan arus listrik dialirkan melalui kabel listrik, maka akan diperoleh suatu sel yang dinamakan **Sel Galvani** atau **Sel Volta**.



Gambar 5.1 Sel Galvani



Logam Zn melepaskan elektron-elektron yang berkumpul pada elektroda sehingga bermuatan negatif. Kebalikannya ion  $\text{Cu}^{2+}$  menerima elektron dari logam Cu sehingga elektroda Cu bermuatan positif. Jembatan garam yang berisi larutan garam KCl dalam larutan agar merupakan penghubung antara dua setengah sel.

Banyak reaksi redoks yang dapat dipakai sebagai sumber listrik. Beberapa sel galvani dapat disebutkan antara lain : sel penyimpan aki, sel kering Leclanche, sel konsentrasi, sel bahan bakar, sel merkuri dan sel cadmium.

## C. POTENSIAL SEL

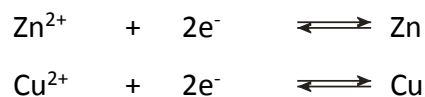
Arus listrik dihasilkan sel Galvani sebagai hasil aliran elektron dari elektroda negatif ke elektroda positif melalui kabel listrik luar. Perbedaan potensial antara kedua

elektroda ini dinamakan potensial sel  $E_{\text{sel}}$ , atau **daya gerak listrik** (DGL) dan diukur dalam volt.,  $1 \text{ volt} = \frac{1 \text{ joule}}{\text{coulomb}}$

DGL sel tergantung pada konsentrasi ion-ion dalam sel, tekanan gas dan temperatur. Bila konsentrasi ion-ion adalah 1M, tekanan gas sama dengan 1 atm dan temperatur  $25^\circ$ , maka sel dinamakan dalam keadaan standar dan diberikan lambang  $E^\circ_{\text{sel}}$ . Suatu alat yang dipakai untuk mengukur potensial sel dinamakan potensiometer.

#### D. POTENSIAL ELEKTRODA REDUKSI

Pada sel Zn/Cu terdapat larutan ion  $\text{Zn}^{2+}$  yang mengelilingi elektroda Cu. Ion-ion ini memiliki kecenderungan tertentu untuk menarik elektron. Ion-ion positif masing-masing memiliki kecenderungan yang berbeda-beda untuk menarik elektron. Tiap setengah reaksi reduksi :



Memiliki potensial reduksi sendiri. Potensial reduksi akan lebih besar bila kecenderungan reaksi reduksinya lebih besar. Potensial sel yang diukur adalah perbedaan dalam kecenderungan ion untuk direduksi dan dinyatakan dengan :

$$E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{sel tereduksi}} - E^\circ_{\text{sel teroksidasi}}$$

Untuk sel Zn/Cu :

$$E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Zn}}$$

Untuk mengetahui potensial reduksi suatu setengah sel, misalnya  $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}$  dihubungkan dengan elektroda hidrogen standar (EHS) yang memiliki  $P_{\text{H}_2} = 1 \text{ atm}$  dan  $[\text{H}^+] = 1 \text{ M}$  dan ditetapkan mempunyai potensial reduksi nol. Potensial reduksi : potensial sel yang dibaca pada voltmeter adalah  $E^\circ_{\text{sel}} = 0,34 \text{ volt}$ .

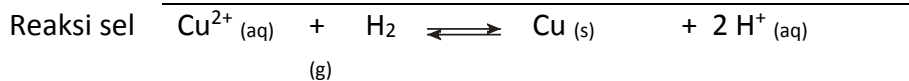
$$E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{Cu}} - E^\circ_{\text{H}_2}$$

$$0,34 = E^\circ_{\text{Cu}} - 0$$

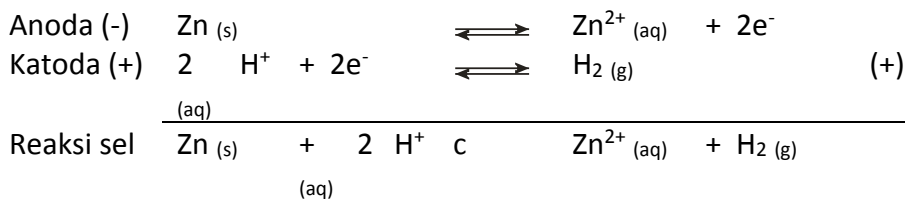
$$E^\circ_{\text{Cu}} = 0,34$$

Potensial reduksi setengah sel  $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}$  adalah  $= 0,34 \text{ volt}$ . Reaksi yang terjadi dalam sel :





Bagaimana bila elektroda Zn/Zn<sup>2+</sup> dihubungkan EHS? Reaksi spontan yang terjadi pada masing-masing setengah sel adalah :



Zn<sup>2+</sup> lebih sulit untuk direduksi dibandingkan dengan H<sup>+</sup>. Harga potensial sel yang diukur adalah 0,76 volt.

$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{H}_2} - E^{\circ}_{\text{Zn}}$$

$$0,76 = 0 - E^{\circ}_{\text{Zn}}$$

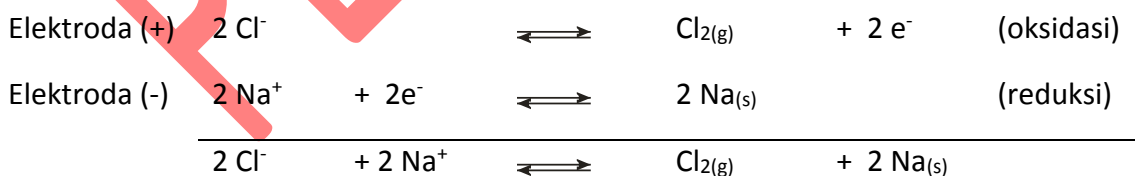
$$E^{\circ}_{\text{Zn}} = -0,76$$

Harga negatif potensial elektroda reduksi Zn menunjukkan bahwa Zn<sup>2+</sup> lebih sulit untuk direduksi daripada H<sup>+</sup>.

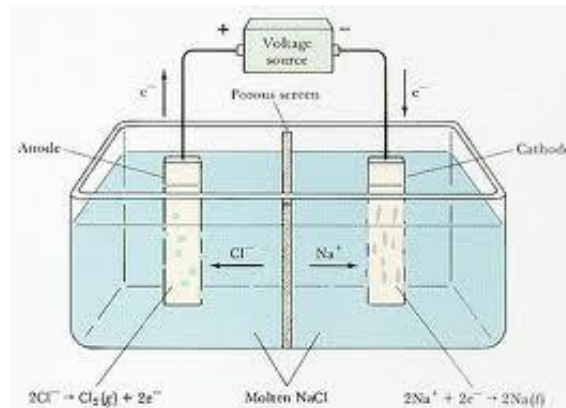
Dengan cara demikian dapat diukur potensial elektroda standar dan berbagai sistem elektroda. Potensial elektroda reduksi standar pada 25°.

### ELEKTROLISIS

Reaksi-reaksi kimia yang berlangsung pada elektroda-elektroda selama penghantaran listrik itu merupakan bagian dari elektrolisis. Pada elektrolisis NaCl cair (dilelehkan), ion-ion Na<sup>+</sup> bergerak menuju elektroda negatif dan ion-ion Cl<sup>-</sup> bergerak menuju elektroda positif (Gambar 4.1). Reaksi-reaksi kimia yang berlangsung pada elektroda adalah :

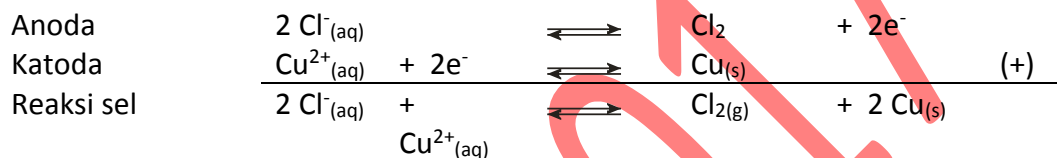


Pada katoda berlangsung reaksi reduksi dan pada anoda berlangsung reaksi oksidasi. Pada katoda terbentuk natrium dan pada anoda dihasilkan gas Cl<sub>2</sub>.



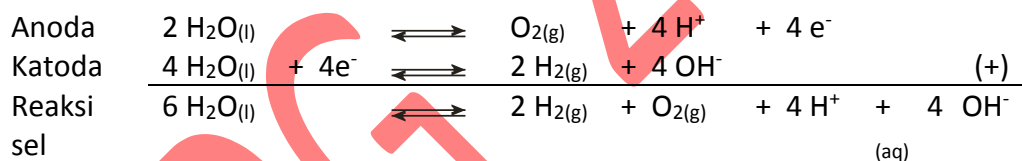
**Gambar 5.2. Rangkaian Sel Elektrolisis**

### 1. Elektrolisis larutan $\text{CuCl}_2$



### 2. Elektrolisis larutan $\text{Na}_2\text{SO}_4$

Ternyata bahwa pada anoda  $\text{H}_2\text{O}$  lebih mudah teroksidasi daripada  $\text{SO}_4^{2-}$  dan pada katoda  $\text{H}_2\text{O}$  lebih mudah tereduksi dari  $\text{Na}^+$  sehingga reaksi yang terjadi adalah :



### Penggunaan Elektrolisis dalam Praktek

Penggunaan elektrolisis dalam praktek banyak dilakukan untuk memperoleh berbagai zat kimia yang banyak diperlukan. Sebagai contoh hasil elektrolisis larutan atau cairan adalah :  $\text{Cl}_2$  (g), Na, NaOH, logam murni berupa Al, Cu, Mg dan lain-lain. Penggunaan lain elektrolisis adalah pada pelapisan permukaan logam seperti besi dengan logam yang lebih mulia seperti Ni atau Cr (*electroplating*), untuk mencegah korosi, pelapisan emas atau perak juga dilakukan pada perhiasan.

### E. HUKUM FARADAY

Secara empirik Faraday telah membuktikan hukum-hukum kuantitatif elektrolisis. Hukum Faraday mengatakan bahwa massa produk yang dihasilkan pada elektroda sebanding dengan jumlah listrik yang dipergunakan pada elektrolisis. Jumlah listrik yang



dialirkan melalui sel elektrolisis agar dapat mengalirkan 1 mol elektron dinyatakan sebagai satu Faraday (F).

Untuk elektrolisis dapat diturunkan hubungan massa zat yang terbentuk pada elektroda dan jumlah listrik yang telah dipergunakan.

$$W = a \frac{it}{F}$$

dengan : W = massa zat ; a = massa ekivalen zat ; I = arus dalam ampere ; t = waktu dalam detik ; 1F = 96500 coulomb ; n = jumlah elektron

#### F. KESPONTANAN REAKSI REDOKS

Secara termodinamika kespontanan suatu reaksi kimia dapat dinyatakan dengan percobaan energi bebas yang harganya negatif :

$$\Delta G < 0$$

$$\Delta G = -nF E_{\text{sel}}$$

dalam keadaan standar :  $\Delta G^\circ = -nF E^\circ_{\text{sel}}$

Untuk reaksi :  $\text{Zn (s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$

n=2, F= 96500 dan  $E^\circ_{\text{sel}} = +1,10$  Volt, maka

$$\Delta G^\circ = -2 \text{ Mol e} \times \frac{96500}{\text{Mol e}} \times \frac{(+1,10 \text{ J})}{\text{C}}$$

$$\Delta G^\circ = -212000 \text{ J}$$

Reaksi redoks berlangsung spontan.

#### G. PERSAMAAN NERNST

Untuk reaksi :  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

Berlaku hubungan :

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

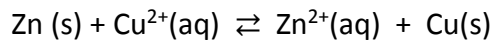
$$-nFE = -nFE^\circ + RT \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Persamaan Nernst adalah :

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Penggunaan reaksi Nernst untuk menghitung  $E_{\text{sel}}$ , atau potensial dari setengah reaksi  $E^\circ$  :

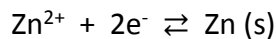


$$E_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{sel}} - \frac{0,0592}{n} \ln \frac{[\text{Zn}]^{2+}}{[\text{Cu}]^{2+}}$$

$$E_{\text{sel}} = 1,10 - 0,296 \ln \frac{[\text{Zn}]^{2+}}{[\text{Cu}]^{2+}}$$

$E_{\text{sel}}$  tergantung dari konsentrasi-konsentrasi ion pereaksi dan ion hasil reaksi.

Untuk setengah sel seperti :



$$\text{Berlaku } E_{\text{Zn}} = E^\circ_{\text{Zn}} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{1}{[\text{Zn}]^{2+}}$$

Disinipun harga  $E_{\text{Zn}}$ , tergantung dari konsentrasi ion  $\text{Zn}^{2+}$ .

#### H. BEBERAPA SEL GALVANI

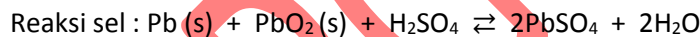
##### 1. Set Kering (Sel Laclanche)

Zn :  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{ZnCl}_2$ , pasta : C (grafit)



##### 2. Reaksi Penyimpan Timbal (AKI)

Pb/ $\text{H}_2\text{SO}_4$  (Bj  $\pm 1,30$ ) / PbO



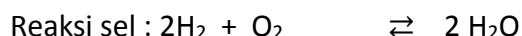
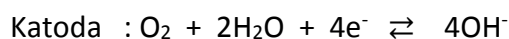
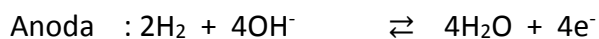
##### 3. Sel Nikel Kadmium

Cd/KOH (20%)  $\text{Ni}_2\text{O}_3 \times \text{H}_2\text{O}$



##### 4. Sel Bahan Bakar

Sel terdiri dari anoda Ni dan katoda  $\text{NiO}_2$  dengan larutan elektrolit KOH. Gas secara kontinue terdifusi bersentuhan dengan elektroda.



#### I. KOROSI

Korosi adalah istilah umum mengenai benda-benda logam yang berubah menjadi senyawa. Khusus untuk besi terkorosi dinamakan berkarat. Besi hanya dapat berkarat jika

ada air dan oksigen/udara. Proses berkarat dipercepat dengan adanya asam, besi yang bercampur dengan logam yang lebih mulia dan adanya karat yang mempercepat korosi (auto katalisis). Proses berkaratnya besi adalah suatu reaksi oksidasi.



Besi dapat dilindungi dari proses korosi dengan cara :

1. Melapisi besi dengan logam Ni atau Cr
2. Melapisi besi dengan minyak atau gemuk
3. Mencat
4. Menggalvanisir atau melapisi besi dengan Zn
5. Proteksi katodik, yaitu dengan menghubungkan (misalkan pipa besi dengan logam Mg)

## **5,2 ANALISIS KUALITATIF DAN KUANTITATIF KIMIA UNSUR**

### **Prinsip dasar analisis senyawa menggunakan spektrofotometri**

Spektrometri adalah teknik yang digunakan untuk mengukur jumlah (konsentrasi) suatu zat berdasarkan spektroskopi. Instrument yang digunakan disebut spektrometer. Spektrofotometri juga merupakan teknik pengukuran jumlah zat yang juga berdasar spektroskopi. Dalam analisis secara spektrofotometri terdapat tiga daerah panjang gelombang elektromagnetik yang digunakan, yaitu daerah UV (200 – 380 nm), daerah *visible* (380 – 700 nm), daerah inframerah (700 – 3000 nm) (Khopkar 1990). Alat yang digunakan dalam spektrofotometri disebut spektrofotometer. Alat ini termasuk ke dalam jenis fotometer, suatu alat untuk mengukur intensitas cahaya. Spektrofotometer dapat mengukur intensitas sebagai fungsi dari warna, atau secara lebih khusus, fungsi panjang gelombang.

Menurut Cairns (2009), spektrofotometer adalah alat untuk mengukur transmittan atau absorban suatu sampel sebagai fungsi panjang gelombang. Tiap media akan menyerap cahaya pada panjang gelombang tertentu tergantung pada senyawaan atau warna yang terbentuk. Absorbansi merupakan banyaknya cahaya atau energi yang diserap oleh partikel-partikel dalam larutan, sedangkan transmitansi merupakan bagian dari cahaya yang diteruskan melalui larutan. Hubungan absorbansi dengan transmitansi dapat dinyatakan dengan persamaan:

$$A = -\log T = \log P_0/P$$

ket:

A = absorbansi, T = transmitansi,  $P_0$  = intensitas cahaya sebelum melewati larutan, P = intensitas cahaya sesudah melewati larutan

Contoh perhitungan untuk analisis sampel yang diukur pada panjang gelombang maksimum = 600 nm, diperoleh hasil pengukuran %T sebesar 54,1%, maka untuk menghitung Absorbansinya digunakan rumus :

$$A = -\log \%T = -\log 0.541 = 0.267$$

Atau sebaliknya jika yang diketahui Absorbansinya , maka kita bisa menghitung besarnya transmitansi.

### Prinsip Dasar analisis sampel dengan spektrofotometer sinar tampak

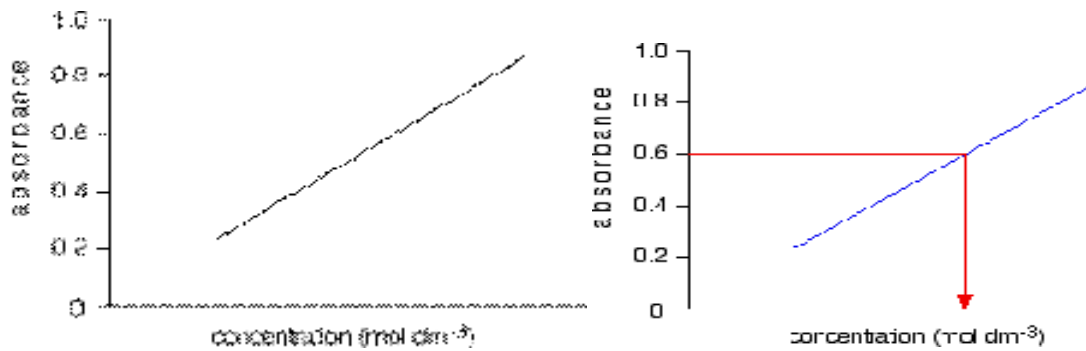
Zat yang dapat dianalisis menggunakan spektrofotometri sinar tampak adalah zat dalam bentuk larutan dan zat tersebut harus tampak berwarna, sehingga analisis yang didasarkan pada pembentukan larutan berwarna disebut juga metode kolorimetri. Jika tidak berwarna maka larutan tersebut harus dijadikan berwarna dengan cara memberi reagen tertentu yang spesifik. Dikatakan spesifik karena hanya bereaksi dengan spesi yang akan dianalisis. Reagen ini disebut *reagen pembentuk warna (chromogenik reagent)*. Sistem yang berwarna ini harus memenuhi Hukum Lambert-Beer.

Pengukuran konsentrasi cuplikan didasarkan pada hubungan antara absorbansi (A) terhadap konsentrasi (C) akan linear ( $A \propto C$ ) apabila nilai absorbansi larutan antara 0,2-0,8 ( $0,2 \leq A \leq 0,8$ ) atau sering disebut sebagai daerah berlakunya hukum Lambert-Beer.

### Menentukan konsentrasi sampel dengan cara kurva kalibrasi

Konsentrasi sampel dalam suatu larutan dapat ditentukan dengan rumus yang diturunkan dari hukum Lambert-Beer ( $A = a \cdot b \cdot c$  atau  $A = \epsilon \cdot b \cdot c$ ). Cara lain yang dapat digunakan untuk menentukan konsentrasi suatu spesi yang ada dalam suatu larutan yakni dengan ***cara kurva kalibrasi***. Cara ini sebenarnya masih tetap bertumpu pada hukum Lambert-Beer yakni **absorbansi berbanding lurus dengan konsentrasi**.

Untuk membuat kurva kalibrasi, dilakukan dengan cara menyiapkan sejumlah larutan standar dengan berbagai konsentrasi (misal 1 ppm, 5 ppm, 10 ppm, 15 ppm) . Absorbans larutan standart ini diukur kemudian dibuat grafik A versus C. Hukum Lambert Beer terpenuhi, jika grafik berbentuk garis lurus yang melalui titik nol. Kurva hubungan antara absorbansi versus konsentrasi dapat dilihat pada Gambar 5.3



Gambar 5.3 Kurva hubungan absorbansi vs konsentrasi

Setelah itu ukur absorbansi larutan yang belum diketahui konsentrasinya. Setelah diperoleh absorbansinya, masukan nilai tersebut pada grafik tersebut. Misalkan absorbansi yang diperoleh 0,6. Maka jika ditarik garis lurus konsentrasi sampel akan sama dengan konsentrasi larutan standar 10 ppm.

#### Prinsip Dasar analisis dengan Spektrofotometer Serapan Atom (AAS)

Spektrometri Serapan Atom (SSA) adalah suatu alat yang digunakan pada metode analisis untuk penentuan unsur-unsur logam dan metalloid yang pengukurannya berdasarkan penyerapan cahaya dengan panjang gelombang tertentu oleh atom logam dalam keadaan bebas. Metode AAS berprinsip pada absorpsi cahaya oleh atom, atom-atom menyerap cahaya tersebut pada panjang gelombang tertentu, tergantung pada sifat unsurnya. Misalkan Natrium menyerap pada 589 nm, uranium pada 358,5 nm sedangkan kalium pada 766,5 nm. Penentuan konsentrasi sampel hampir sama dengan penentuan menggunakan spektrofotometer sinar tampak, Hukum Lambert-Beer berlaku, namun larutan sampel tidak harus berwarna.

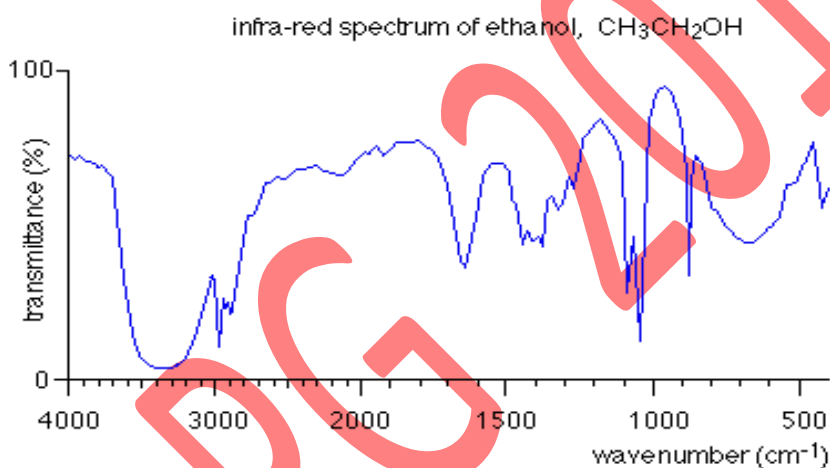
#### Prinsip Dasar analisis menggunakan Spektrofotometer Infra Red

Salah satu jenis spektroskopi adalah spektroskopi infra merah (IR). Spektroskopi ini didasarkan pada vibrasi suatu molekul. Spektroskopi inframerah merupakan suatu metode yang mengamati interaksi molekul dengan radiasi elektromagnetik yang berada pada daerah panjang gelombang 0.75 - 1.000  $\mu\text{m}$  atau pada bilangan gelombang 13.000 - 10  $\text{cm}^{-1}$ .

Prinsip kerja spektrofotometer infra merah adalah sama dengan spektrofotometer yang lainnya yakni interaksi energi dengan suatu materi. Spektroskopi inframerah berfokus pada radiasi elektromagnetik pada rentang frekuensi 400-4000 $\text{cm}^{-1}$ , di mana  $\text{cm}^{-1}$  yang dikenal sebagai *wavenumber* (1/wavelength), yang merupakan ukuran unit untuk frekuensi. Untuk menghasilkan spektrum inframerah, radiasi yang mengandung semua

frekuensi di wilayah IR dilewatkan melalui sampel. Frekuensi yang diserap muncul sebagai penurunan sinyal yang terdeteksi. Spektroskopi inframerah sangat berguna untuk analisis kualitatif (identifikasi) dari senyawa organik karena spektrum yang unik yang dihasilkan oleh setiap organik zat dengan puncak struktural yang sesuai dengan fitur yang berbeda. Selain itu, masing-masing gugus fungsional menyerap sinar inframerah pada frekuensi yang unik. Sebagai contoh, sebuah gugus karbonil,  $C=O$ , selalu menyerap sinar inframerah pada  $1670-1780\text{ cm}^{-1}$ , pita absorpsi O-H yang lebar pada  $3300-2500\text{ cm}^{-1}$ , pita ikatan tunggal C-O dekat  $1100 - 1300\text{ cm}^{-1}$ , pita karbonil dekat  $1725 - 1700\text{ cm}^{-1}$ , Pita  $C=O$  karbonil terlihat sekitar  $1725 - 1705\text{ cm}^{-1}$ .

Contoh spektra etanol, tampak ikatan O-H pada alkohol menyerap pada bilangan gelombang yang lebih tinggi daripada ikatan O-H pada asam – antara  $3230 - 3550\text{ cm}^{-1}$ . Absorpsi yang disebabkan oleh ikatan C – H berada di bawah  $3000\text{ cm}^{-1}$ .



### Prinsip dasar analisis menggunakan Spektroskopi Massa

Spektrometer ini digunakan untuk :

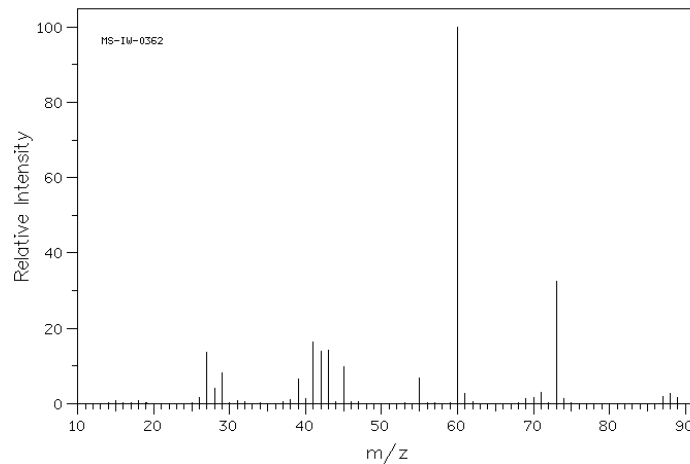
1. menentukan massa molekul relatif (mr) suatu senyawa organik
2. meramalkan rumus molekul suatu senyawa berdasarkan % intensitas peak  $m+1$  dan  $m+2$
3. meramalkan struktur molekul suatu zat berdasarkan pola fragmentasinya

### Contoh pola fragmentasi setiap golongan senyawa organik

#### Asam Karboksilat

Spektra massa asam butanoat dibawah ini menunjukkan puncak ion molekuler yang lemah pada  $m/z$  88. Sementara puncak pada  $m/z$  71, 45, dan 43 merupakan hasil

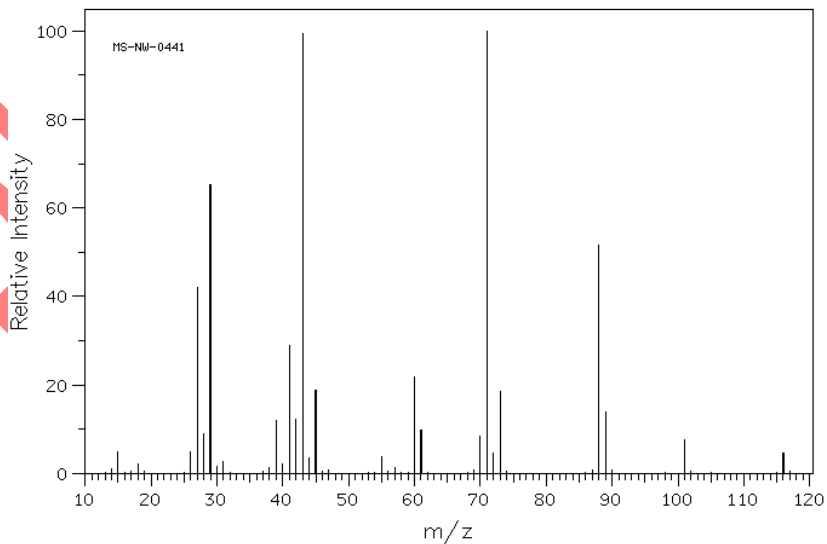
pemecahan  $\alpha$ . Penataan ulang McLafferty juga terjadi pada asam butanoat dengan munculnya puncak pada  $m/z$  60 dengan intensitas tertinggi.



Gambar 5.4 Spektra massa asam butanoat

### Ester

Pola fragmentasi ester serupa dengan asam karboksilat. Selain pemecahan  $\alpha$ , penataan ulang McLafferty lazim terjadi pada ester. Etil butanoat menunjukkan puncak ion molekuler dengan intensitas lemah pada  $m/z$  116. Pemecahan  $\alpha$  akan menghasilkan puncak-puncak pada  $m/z$  43, 45, 71 dan 73. Sementara penataan ulang McLafferty menghasilkan puncak pada  $m/z$  88.



Gambar 5.6 Spektra massa etilbutanoat

Tabel . Daftar Potensial Reduksi pada 25 °C Standar

Reduction Half-Reaction	$E^\circ, V$
$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0.956
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0.800
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0.771
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	+0.695
$\text{I}_2(\text{s}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq})$	+0.535
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0.340
$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{SO}_2(\text{g})$	+0.17
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0.154
$\text{S}(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{g})$	+0.14
$2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0.125
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0.137
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0.440
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0.763
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1.676
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2.356
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2.713
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ca}(\text{s})$	-2.84
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{K}(\text{s})$	-2.924
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3.040
<b>Basic solution</b>	
$\text{O}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	+1.246
$\text{OCl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	+0.890
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4 \text{e}^- \longrightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$	+0.401
$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	-0.828



**SUMBER BELAJAR PENUNJANG PLPG 2017**

**MATA PELAJARAN ILMU KIMIA**

**BAB 6**

**SENYAWA KARBON, POLIMER, SENYAWA METABOLIT SEKUNDER**



**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**  
**2017**

**BAB VI.**  
**SENYAWA KARBON, POLIMER, SENYAWA**  
**METABOLIT SEKUNDER**

**1. Pengantar**

Setelah belajar dengan sumber belajar ini, Anda diharapkan mampu mengidentifikasi senyawa karbon, menuisakan reaksi senyawa karbon dan menganalisis struktur senyawa metabolit primer dan sekunder dalam konteks pembelajaran kimia di Sekolah Menengah

**2. Kompetensi Inti**

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

**3. Kompetensi Dasar**

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

1.8 Memahami lingkup dan kedalaman kimia sekolah.

**4. Indikator Pencapaian Kompetensi**

1. Mampu **menjelaskan dan mengidentifikasi senyawa karbon**
2. Mampu **menganalisis** ciri-ciri struktur dan rumus kimia dari suatu senyawa metabolit primer dan metabolit sekunder.
3. Mampu **menjelaskan dan mengidentifikasi kimia karbon**
4. Mampu **memahami dan menuliskan** reaksi pembentukan senyawa-senyawa yang tergolong senyawa kimia polimer dan contohnya.
5. Mampu **memahami dan menuliskan** reaksi pembentukan senyawa-senyawa yang tergolong senyawa polimer dan contohnya.
6. Mampu **menganalisis** ciri-ciri struktur dan rumus kimia dari suatu senyawa metabolit primer dan metabolit sekunder.

## 5. URAIAN MATERI

### 5.1 SENYAWA KARBON

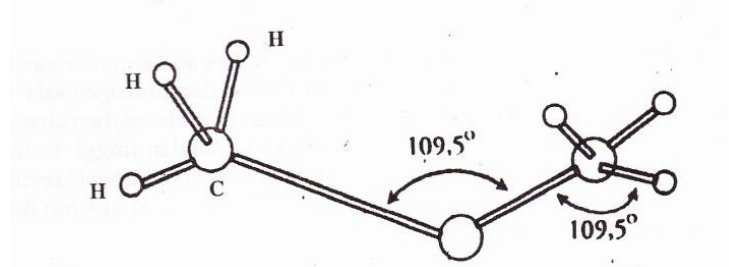
Kelompok pertama dari senyawa karbon yang kita bahas adalah golongan hidrokarbon, yakni senyawa organik yang hanya disusun oleh unsur karbon dan hydrogen saja. Hidrokarbon dibagi dalam dua golongan besar, yakni golongan *alifatik* yang berarti lurus, bercabang, dan berbentuk cincin, dan golongan *aromatik* dengan rantai cincin dengan kestabilan tinggi. Golongan alifatik masih dibagi lagi menurut macam ikatan antar atom-atom C. Jika antar atom C berikatan tunggal saja maka tergolong *hidrokarbon jenuh*, jika antar atom C terdapat satu atau lebih ikatan rangkap (dua atau tiga) termasuk *hidrokarbon jenuh*.

#### 1. Hidrokarbon Alifatik Jenuh (Alkana)

Golongan ini disebut juga golongan paraffin yang artinya sukar bereaksi. Inilah sebabnya anggota dari golongan ini digunakan sebagai bahan pelumas (oli) dan untuk menyimpan logam natrium (minyak tanah). Golongan alkana ini mempunyai rumus umum  $C_nH_{2n+2}$ .

#### Struktur Alkana

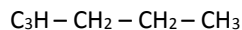
Seperti telah dibahas dalam bab struktur molekul, maka sebagai akibat pembentukan orbital hibrida  $sp^3$  pada atom C, maka struktur  $CH_4$  berupa tetrahedron dengan sudut ikatan sebesar  $109,28^\circ$  dan struktur tetrahedral ini tetap berlaku pada hidrokarbon yang lebih panjang dari  $CH_4$  tidaklah lurus benar seperti garis lurus tetapi berliku-liku atau zig-zag seperti gambar di bawah agar sudut  $109,28^\circ$  tetap terjaga.



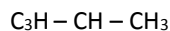
Struktur Zig-zag Propana

## Keisomeran Alkana

Pada alkana terdapat 2 macam keisomeran yakni *structural* dan *optic*. Keisomeran struktural terjadi karena perbedaan urutan dari atom-atom karbon.

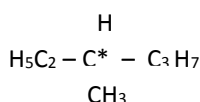


Butana T.D =  $-0,5^\circ\text{C}$

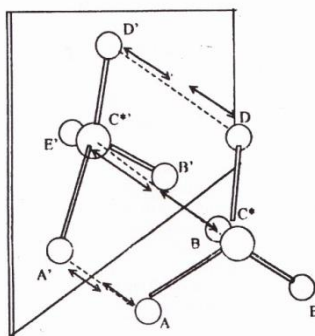


Isobutana T.D =  $-12^\circ\text{C}$

Isomer-isomer optik adalah molekul-molekul yang rumus molekulnya sama tetapi rumus strukturnya tidak dapat saling diimpitkan satu di atas yang lain, melainkan yang satu menjadi cermin dari yang lain. Keisomeran optik, dipandang dari strukturnya, disebabkan oleh adanya atom C kiral (*chiral*, *cheir* = tangan), yakni atom C yang mengikat empat gugus yang berlainan. Sebagai contoh adalah atom C\* pada senyawa berikut :



Jika gugus-gugus atom di sekeliling atom C\* digambarkan sebagai bola dengan tanda A, B, E, dan D, dan atom C kiral = C, maka salah satu isomer optik senyawa di atas berstruktur seperti gambar 7.1. dan isomer lainnya seperti cerminnya.

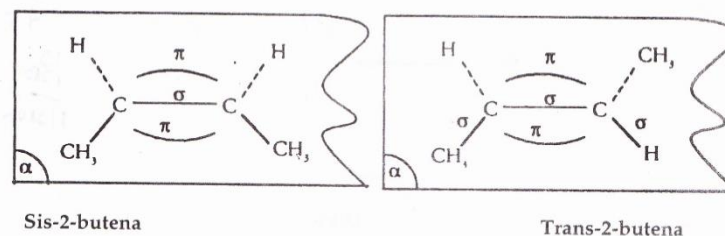


Pada pengamatan menggunakan polarimeter, senyawa yang satu memutar bidang cahaya yang terkutub ke kanan sedang yang lain ke kiri, dengan sudut yang sama. Struktur atau konfigurasi mana yang memutar ke kanan atau ke kiri .

## 2. Hidrokarbon Alifatik Tak Jenuh

Termasuk golongan ini adalah alkena ( $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ ) dan alkuna ( $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ ). Pada alkena selain terdapat keisomeran struktural karena letak cabang juga terjadi keisomeran geometri, sebagai

akibat perbedaan letak gugus dalam ruang. Akibat adanya ikatan rangkap sebagai hasil orbital hibrida  $sp^2$ , maka membelah orbital ikatan p dapat digambarkan sebuah bidang yang membagi ruang menjadi dua bagian. Pada 2 butena dapat digambarkan bidang itu sebagai berikut :

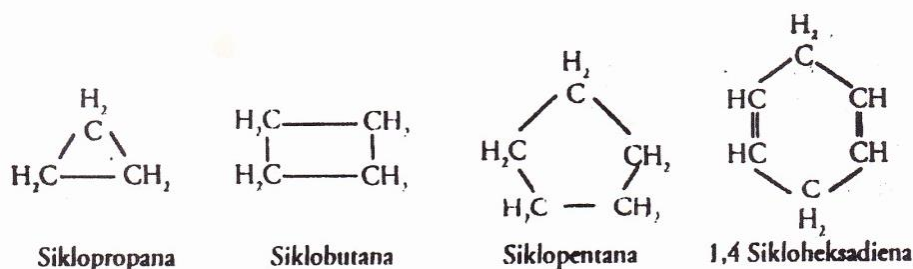


Kedua gugus  $CH_3$  mungkin terletak pada sebagian ruang saja (di depan bidang  $\alpha$ ) seperti gambar A dan disebut cis 2 butena, atau kedua gugus terpisah pada ruang, satu ruang, satu di depan  $\alpha$  dan yang lain di belakang, maka isomer terakhir disebut trans-2-butena. Berdasarkan teori penolakan pasangan electron (VSEPR) terdapat orbital p pada 2-butena menyebabkan keempat gugus yang terikat dengan ikatan s diarahkan pada satu bidang lurus dengan orbital p. Jadi 2 butena berupa molekul mendatar.

Pada etuna ( $C_2H_2$ ), tiap atom C hanya mengikat 2 atom lain, yakni atom H dan 1 atom C lain. Untuk ini atom C membentuk 2 orbital ikatan s. Sedang 2 orbital p sisanya akan membentuk 2 orbital ikatan p. Inilah sebabnya struktur geometri etuna atau asetilene linier.

### 3. Hidrokarbon siklis

Hidrokarbon siklis adalah hidrokarbon yang membentuk rantai cincin, baik jenuh (sikloalkana) ataupun tak jenuh (sikloalkena dan sikloalkuna). Beberapa contoh adalah siklopropana, siklobutana, dan sikloheksadiena.



#### Hidrokarbon Siklis

Untuk selanjutnya terdapat aturan-aturan penyederhanaan dalam menggambarkan struktur senyawa-senyawa siklis sebagai berikut : Struktur sikloalkana cukup digambarkan segi banyak beraturan sesuai dengan jumlah atom C-nya. Jadi siklopropana digambarkan segitiga beraturan, siklobutana sebagai bujursangkar, dan seterusnya. Tetapi pada sikloheksatriena yang ikatan rangkapnya berselang-seling (berkonjugasi) seperti ini terdapat enam orbital p yang berorientasi secara khusus sehingga terbentuk

sifat yang berbeda dengan umumnya senyawa alkena, yakni tidak bersifat aditif. Senyawa ini sudah termasuk golongan hidrokarbon yang lain, yakni sebagai dasar atau induk dari golongan hidrokarbon aromatik yang bernama benzena.

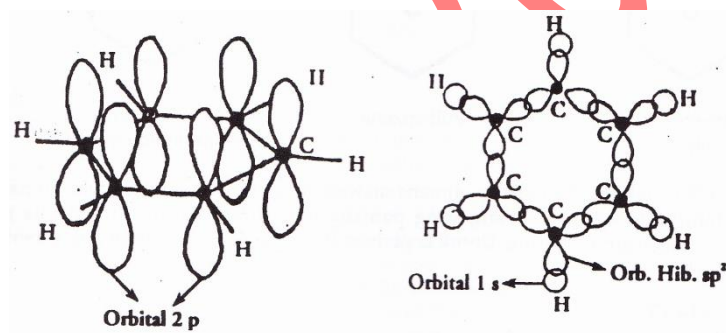
#### 4. Hidrokarbon Aromatik

Benzena adalah dasar dari senyawa-senyawa aromatik dan tidak memiliki sifat-sifat layaknya sikloalkena, walaupun memenuhi rumus umum sikloalkena. Menurut Kekule struktur benzene adalah struktur dari 1, 3, 5 heksatriena, yakni :

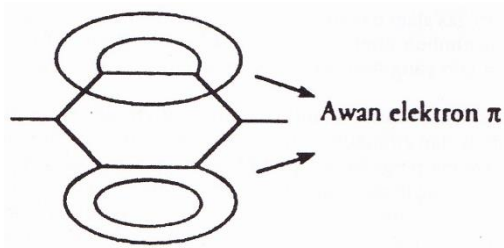


**Hibrida Resonansi Benzena**

Jadi bentuk benzena adalah antara keduanya atau hibrida resonansi dari keduanya. Pada benzena tiap atom C mengikat 3 atom lain, yakni dua atom C didekatnya dan satu atom H.



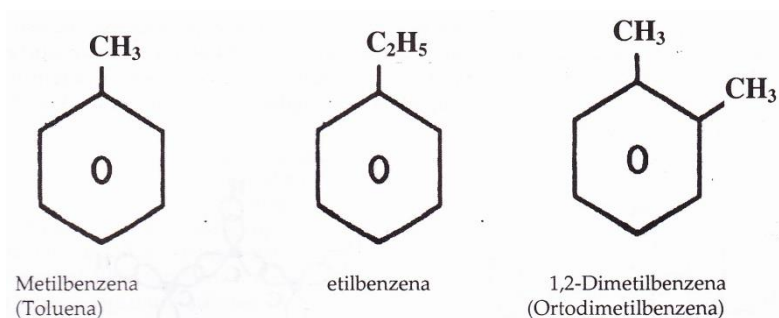
Untuk atom yang pertama harus menyiapkan 3 orbital  $sp^2$  yang identik yang diarahkan dengan sudut  $120^\circ$ . Tumpang tindih antara orbital-orbital ini dengan sesama C dan dengan orbital  $1s$  dari atom H menghasilkan orbital ikatan  $\sigma$  antar keenam C menghasilkan segienam beraturan tanpa adanya tegangan, karena orbital hibrida  $sp^2$  memang bersudut  $120^\circ$ , bukan  $109,5^\circ$  seperti orbital hibrida  $sp^3$ . Orbital  $2p$  tiap atom C berarah tegak lurus dengan segienam ini ke atas maupun ke bawah. Keenam orbital  $2p$  akan saling tumpang tindih. Elektron  $2p$  ini akan saling tumpang tindih. Elektron  $2p$  ini akan saling tumpang tindih (terdelokalisasi) membentuk awan electron yang berbentuk kue donat di atas dan di bawah segienam.



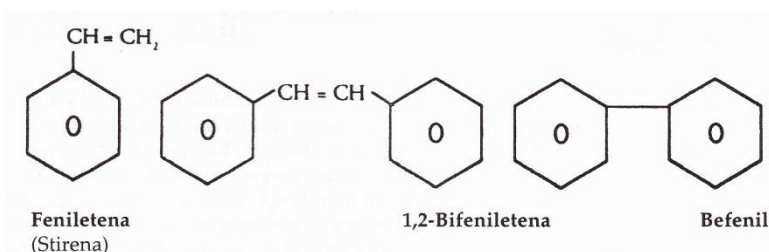
Dengan terdelokalisasinya elektron  $\pi$  ke seluruh atom ini membuat energy awan elektron  $\pi$  lebih rendah dari pada ketiga orbital ikatan pada kemungkinan struktur heksatriena. Inilah sebabnya benzene lebih stabil dari pada sikloalkena, sehingga reaksinya bukan reaksi adisi tetapi reaksi substitusi. Dengan urain ini maka wajarlah jika struktur benzene digambarkan dalam bentuk segienam beraturan dengan lingkaran di dalamnya.

### Tatanama Turunan Benzene

Pada dasarnya tatanama hidrokarbon aromatik mengacu kepada tatanama hidrokarbon alifatik dengan benzene sebagai induk dan gugus atau atom yang melekat diberi nama sesuai dengan aturan di muka. Beberapa contoh :



Jika kedua metal melekat pada atom  $C_{1,3}$  dimana diawali dengan **meta**, pada  $C_{1,4}$  diawali **para**. Kadang-kadang untuk gugus cabang yang panjang lebih praktis jika inti benzene justru diperlakukan sebagai gugus cabang. Untuk keperluan ini gugus  $C_6H_5$  – disebut gugus **fenil**. Beberapa contoh :



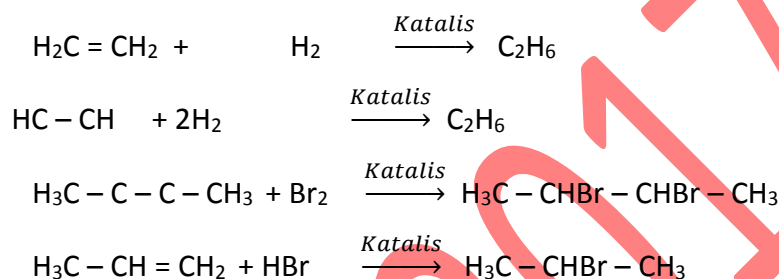
## 5.2 TURUNAN HIDROKARBON

Hidrokarbon adalah sebagian kecil saja dari keseluruhan senyawa organik. Umumnya senyawa organik selain mengandung unsure C dan H juga mengandung unsure-unsur lain. Biasanya atom atau gugus atom pengganti H ini memberikan sifat kimia khas kepada molekulnya,

sehingga setiap molekul memiliki gugus ini akan memberikan reaksi kimia khas yang sama. Atom atau gugus atom pada senyawa kimia yang memberikan sifat kimia tertentu disebut **gugus**.

## 1. Golongan Alkena dan Alkuna

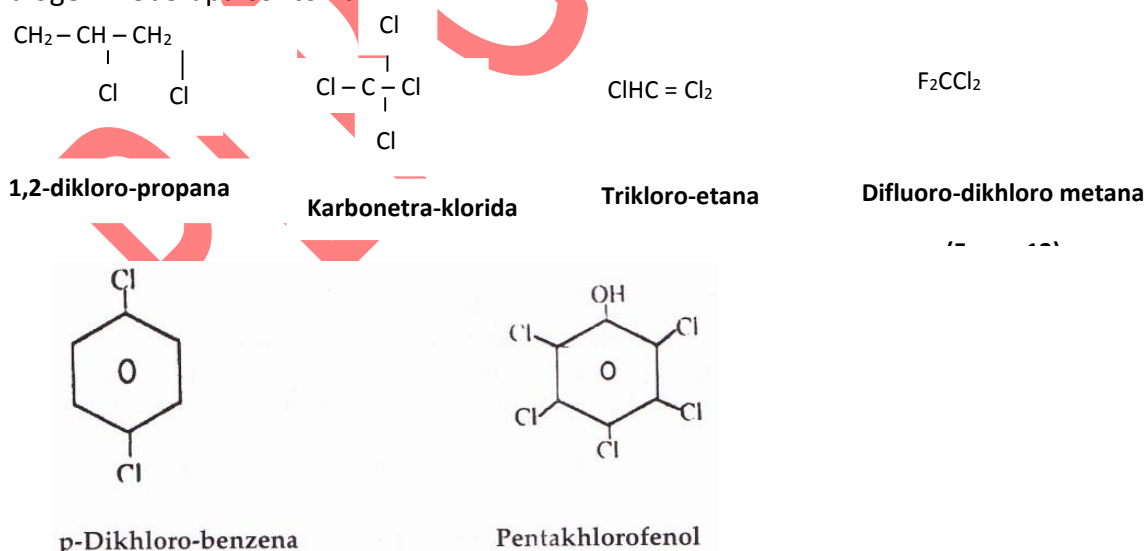
Golongan alkena dan alkuna dapat dianggap sebagai turunan Alkana yang atom H-nya digantikan oleh atom C terdekat, sehingga terjadi ikatan rangkap dua atau tiga. Alkena mempunyai orbital ikatan phi yang lemah ikatannya, ikatan phi ini mudah putus dan membentuk ikatan yang lebih stabil dengan spesies yang elektrofilik (suka elektron) dan terjadilah reaksi adisi. Contoh :



Untuk adisi HX pada alkena berlaku Hukum Markovnikov.

## 2. Turunan Halogen

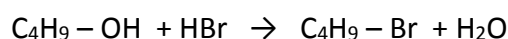
Turunan halogen adalah hidrokarbon yang atom H-nya digantikan oleh atom halogen. Beberapa contoh adalah :



Banyak senyawa hidrokarbon berhalogen menjadi barang perdagangan. Freon-12 (CFC) digunakan antara lain sebagai pendingin pada almari es dan AC, pembentukan aerosol pada alat kosmetik, sebagai *blowing agent* dalam proses pembuatan foam (busa),



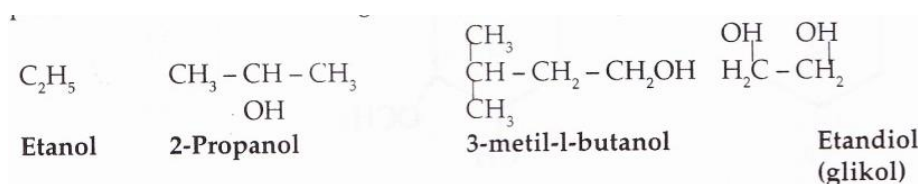
sebagai cairan pembersih (solvent), bahan aktif untuk pemadam kebakaran, bahan aktif untuk fumigasi di pergudangan, pra-pengapalan, dan produk-produk pertanian dan kehutanan. Namun, akhir-akhir ini berkembang isu bahwa Freon menjadi penyebab hilangnya lapisan *ozon* di atmosfer. Hal ini disebabkan, pada lapisan atmosfer yang tinggi, ikatan C-Cl akan terputus menghasilkan radikal-radikal bebas klorin. Radikal-radikal inilah yang merusak ozon. CFC juga bisa menyebabkan pemanasan global. Satu molekul CFC-11 misalnya, memiliki potensi pemanasan global sekitar 5000 kali lebih besar ketimbang sebuah molekul karbon dioksida. CFC sekarang ini telah digantikan oleh senyawa-senyawa yang lebih ramah lingkungan. Selain itu masih ada hidrokarbon berhalogen lainnya, yaitu trikloroetana sebagai pembersih kering, pentaklorofenol sebagai bahan pengawet kayu dan beberapa insektisida adalah senyawa organoklor juga. Pembuatan senyawa ini selain substitusi halogen pada hidrokarbon jenuh, adisi  $X_2$  atau HX pada hidrokarbon tak jenuh juga substitusi gugus OH dari alkohol oleh atom X dan HX.



**Reaksi Haloalkana (R-X) :** Senyawa haloalkana dibuat melalui proses substitusi, dapat dibuat bahan kimia lainnya melalui berbagai reaksi khususnya substitusi dan eliminasi. Atom Halogen dari Haloalkana dapat diganti oleh gugus - OH jika haloalkana direaksikan dengan suatu larutan basa kuat, misalnya dengan NaOH. Senyawa Haloalkana dapat mengalami eliminasi HX jika dipanaskan bersama suatu alkoksida.

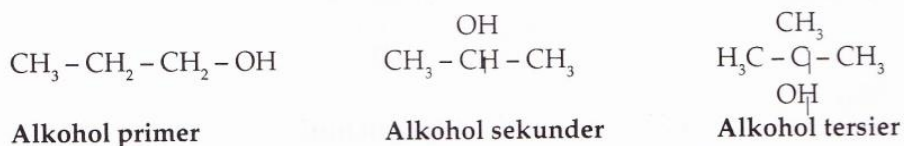
### 3. Golongan Alkohol

Alkohol termasuk turunan hidrokarbon yang gugus fungsionalnya **-OH**. Tatanama mengacu kepada hidrokarbon alifatik dengan akhiran ol. Beberapa contoh :



Berdasarkan letak gugus OH, maka alkohol dibagi menjadi 3 golongan, yakni alkohol primer, sekunder dan tersier. Jika gugus OH melekat pada atom C *primer*, yakni atom C yang hanya mengikat 1 atom C lain, disebut *alkohol* primer. Begitu juga alkohol sekunder dan tersier, sesuai dengan macam atom C yang dilekati OH. Atom C *sekunder* adalah atom C yang diikat oleh dua atom C lain, dan tersier jika diikat oleh atom tiga atom C lain.

Contoh :



Alkohol suku rendah (jumlah C lima atau kurang) banyak dipergunakan sebagai pelarut. Metanol yang dicampur dengan etanol digunakan sebagai bahan bakar (spritus). Metanol ditambahkan kepada bensin, agar jika dalam bensin terdapat air, maka air tidak akan mengumpul pada dasar tangki, tetapi larut secara homogeny dalam bensin. Metanol bersifat racun, meminumnya dalam jumlah banyak dapat menyebabkan kebutaan. Etanol relative kurang beracun, karena ini banyak dicampur dalam minuman-minuman seperti bir, anggur dan minuman keras dengan kadar yang bervariasi. Meminumnya dalam jumlah sedikit menyebabkan peleburan pembuluh darah sehingga menimbulkan perasaan rileks.

### Reaksi – reaksi pada Alkohol

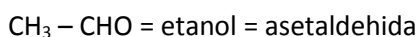
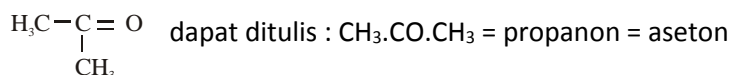
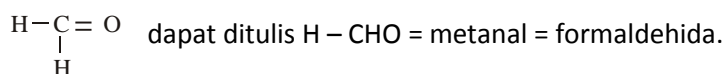
- Reaksi dengan logam aktif : Pada reaksi ini, maka atom H dari gugus –OH dapat disubstitusi oleh logam aktif misalnya natrium dan kalium
- Reaksi substitusi gugus – OH oleh halogen. Atom H pada gugus – OH dapat di substitusi oleh atom halogen bila direaksikan dengan HX pekat, atau PXs ( X = Halogen )
- Oksidasi Alkohol: Dengan zat – zat pengoksidasi sedang seperti larutan  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$  dalam lingkungan Asam , Alkohol akan teroksidasi sebagai berikut : (a) alkohol primer membentuk aldehida dan dapat teroksidasi lebih lanjut membentuk asam karboksilat, (b). alkohol sekunder membentuk keton, dan (c) alkohol tersier tidak teroksidasi. Dalam oksidasi alkohol, sebuah atom oksigen dari oksidator akan menyerang atom H yang terikat pada atom C gugus fungsi.
- Pembentukan Ester ( Esterifikasi ) dari alkohol yang direaksikan dengan asam karboksilat
- Reaksi dehidrasi alkohol. Suatu Alkohol jika di panaskan bersama  $\text{H}_2\text{SO}_4$  pekat akan mengalami dehidrasi ( melepas molekul air ) membentuk alkena

### 4. Aldehida dan Keton

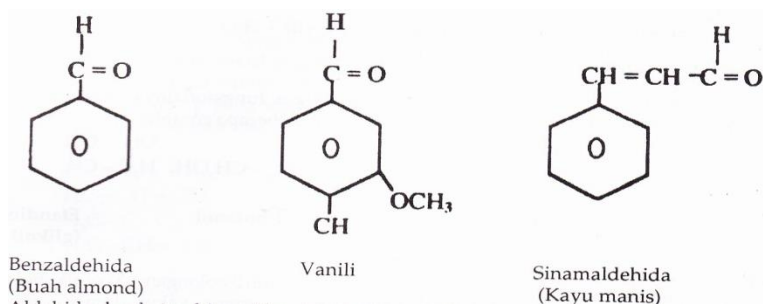
Gugus fungsional kedua golongan ini mempunyai cirri yang sama, yakni mengandung gugus – C = O (karbonil). Pada aldehida gugus ini terletak pada ujung rantai, sedangkan pada keton karbonil di tengah rantai.



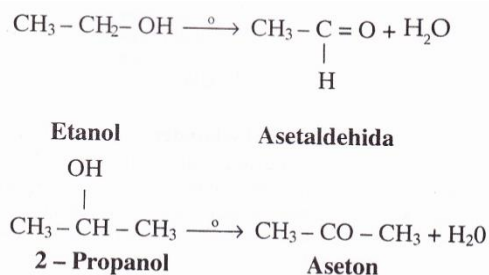
Pada pemberian nama aldehida atau keton, selain digunakan nama nasional yang sesuai aturan, juga lebih sering digunakan nama umum (trivial), terutama yang jumlah C-nya 1 dan 2. Beberapa contoh :



Banyak aldehida yang memiliki bau yang spesifik, terutama yang mengandung gugus fenil seperti :



Aldehida dan keton biasa dibuat dari oksidasi alkohol, walaupun hasilnya sukar diisolasi karena biasanya teroksidasi lebih lanjut menjadi asam karboksilat.

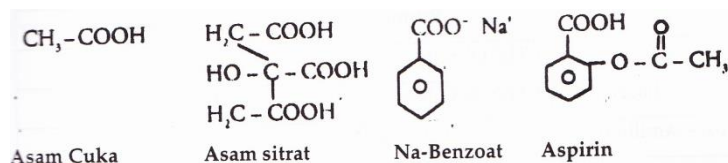


### Reaksi – Reaksi Aldehida dan Keton

Senyawa aldehida dan keton dapat di bedakan dengan menggunakan pereaksi – pereaksi berikut: Aldehida bereaksi dengan pereaksi Tollens menghasilkan cermin perak, sedangkan keton dengan pereaksi Tollens tidak ada reaksi; senyawa aldehida dengan pereaksi Fehling terbentuk endapan merah bata, sedangkan keton dengan pereaksi Fehling tidak ada reaksi.

## 5. Asam Organik dan Ester

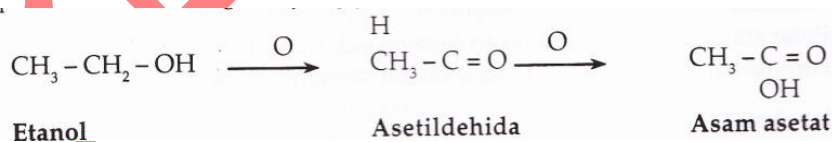
Gugus fungsional dari asam organik adalah gugus  $\text{COOH}$ , yang disebut guguskarboksilat. Banyak senyawa yang digunakan sehari-hari yang mengandung gugus ini atau termasuk garamnya. Asam cuka, asam sitrat, aspirin. Na-benzoat (bahan pengawet) dan Na-glutamat (bumbu masak). Bahan lemak atau minyak merupakan turunan dari asam karboksilat dalam bentuk ester.



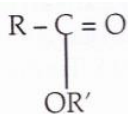
Tatanama golongan asam organik mengacu kepada alkana yang sesuai, yang harus ditambah kata asam didepannya dan diakhiri dengan -oat. Untuk suku-suku tertentu, terutama yang jumlah atomnya sedikit atau terlalu besar, lebih sering digunakan nama umum. Beberapa contoh :

Rumus	Nama rasional	Nama umum
$\text{H}-\text{COOH}$	Asam metanoat	Asam formiat
$\text{CH}_3-\text{COOH}$	Asam etanoat	Asam asetat
$\text{C}_2\text{H}_5-\text{COOH}$	Asam propanoat	Asam propianat
$\text{C}_3\text{H}_7-\text{COOH}$	Asam butanoat	Asam butirat
$\text{C}_{17}\text{H}_{35}-\text{COOH}$	Asam oktadekanoat	Asam stearat

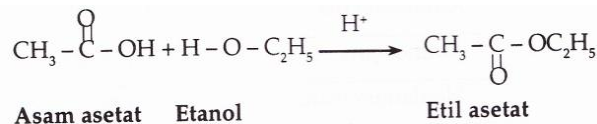
Cara pembuatan asam organik yang penting adalah oksidasi alkohol.



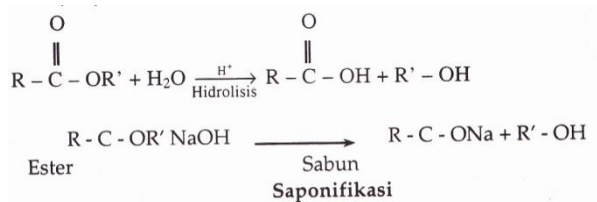
Ester adalah turunan dari asam karboksilat dengan menggantikan gugus  $\text{OH}$  oleh gugus  $\text{OR}'$ , sehingga rumus umum ester adalah :



Ester biasa dihasilkan dari reaksi antara alkohol dan asam karboksilat dengan katalis asam. Reaksi antara alkohol dan asam menjadi ester ini disebut **esterifikasi**.



Esterifikasi adalah reaksi kesetimbangan, karena itu jika H<sub>2</sub>O ditambahkan maka reaksi akan bergeser kekiri. Apalagi jika alkohol yang terbentuk disuling. Reaksi kekiri disebut *hidrolisis*. Selanjutnya jika asam yang terbentuk garam dari asam organik yang biasa disebut sabun, dan reaksinya disebut *penyabunan* atau *saponifikasi*.

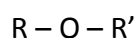


Beberapa ester memiliki bau harum buah-buahan.

Nama	Rumus	Bau
n-Aamilasetat	CH <sub>3</sub> COOC <sub>5</sub> H <sub>9</sub>	Pisang
n-Oktilasetet	CH <sub>3</sub> COOC <sub>8</sub> H <sub>17</sub>	Jeruk
Iso-Amilbuti-	CH <sub>3</sub> COO(CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>	Buah pir

## 6. Ester

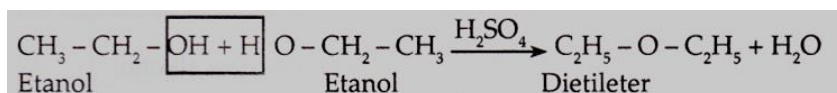
Ester bukanlah turunan dari asam atau ester tetapi termasuk senyawa karbon yang beroksigen. Golongan ini dekat dengan golongan alkohol dalam rumus molekulnya yang sama tetapi berbeda struktur gugus fungsionalnya. Rumus umum golongan ini adalah :



Beberapa contoh :



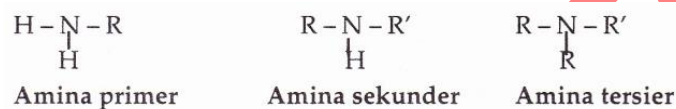
Dietileter dibuat dengan mengambil molekul air dari 2 molekul alkohol (dehidrasi) oleh H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> pekat (penyerap air).



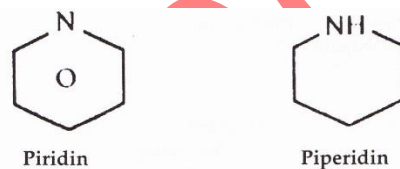
Dietileter atau eter, biasa digunakan sebagai pelarut organik, bersifat membius (anestetik) dan harus berhati-hati pemakaiannya karena sangat mudah terbakar.

## 7. Amina dan Amida

Amina dapat dipandang sebagai turunan dari amoniak yang atom H-nya digantikan oleh gugus alkil. Menurut jumlah atom H-nya yang digantikan maka amina dibagi menjadi 3 golongan, yakni amina primer, amina sekunder dan amina tersier. *Amina primer* jika satu atom H yang terganti, *sekunder* jika 2 atom H dan *tersier* jika ketiga atom H.

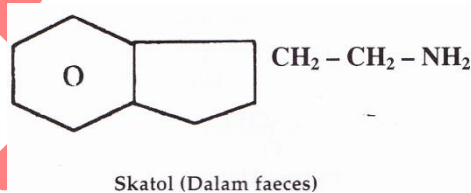


Golongan amina juga mencakup senyawa siklis dengan atom N sebagai mata rantai cincin misalnya :

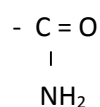


Senyawa-senyawa ini tergolong dalam senyawa heterosiklis sebab semua mata rantai cincin tidak sama.

Seperti amoniak, umumnya bersifat basa. Beberapa berbau tidak nyaman. Bau busuk dari hancuran protein termasuk golongan ini, diantaranya :



Amida bercirikan gugus fungsional .



Gugus amina (-NH<sub>2</sub>) dan gugus amida (-CONH<sub>2</sub>) ditemukan pada banyak senyawa biologis seperti asam nukleat, asam amino, tiamin, riboflavin, biotin, asam para amino benzoate dan sebagainya.

Amino heterosiklik terdapat pada beberapa golongan senyawa koloid, yakni senyawa yang terdapat pada tumbuh-tumbuhan tertentu dan mempunyai fungsi faali yang kuat seperti nikotin, kodein, morfin, kokain dan sebagainya.

### 5.3 POLIMER DAN SENYAWA METABOLIT SEKUNDER

#### KIMIA POLIMER DAN PROSES PEMBENTUKANNYA

Ilmu kimia polimer merupakan ilmu kimia yang mempelajari material polimer. Ilmu pengetahuan ini berkembang sangat pesat karena ilmu ini bersifat aplikatif. Banyak produk – produk yang dibutuhkan masyarakat memerlukan ilmu ini, misalnya, kertas, plastik, ban, serat-serat alamiah, merupakan produk-produk polimer.

Polimer, sebenarnya sudah ada dan digunakan manusia sejak berabad abad yang lalu, misalnya polimer alam seperti selulosa, pati, protein, wol, dan karet. Istilah polimer pertama kali digunakan oleh kimiawan dari Swedia, Berzelius (1833). Polimer merupakan molekul besar yang terbentuk dari unit – unit berulang sederhana. Nama ini diturunkan dari bahasa Yunani *Poly*, yang berarti “banyak” dan *mer*, yang berarti “bagian”. Sedangkan industri polimer (polimer sintesis) baru dikembangkan beberapa puluh tahun terakhir ini. Contoh: Karet, pati dan selulose masa molekulnya (MR) = 10.000 s/d 40.000, Susunan rumusnya (rumus molekulnya) =  $C_5H_8$  telah ditemukan sejak 1826. Bahan-bahan dari hasil sintesis juga telah dikenal lama, yaitu: a).Polimer Vinil, stirena berpolimerisasi menjadi suatu gel (ditemukan pada th.1839), b).Poli etilen glikol (dibuat tahun 1860), c).Isoprena (didapatkan pada th 1879), dan d).Asam metakrilat (didapatkan pd th 1880). Hasil dari polimer sintesis yang banyak dikenal ialah **Plastik**. Plastik sintesis murni yang tertua adalah golongan dari resin phenolformaldehid. Polimer sintesis ditemukan oleh **Carothers**. Ia membagi menjadi dua bagian, yaitu: **pol. Kondensasi** dan **pol. Adisi**. Dengan cara ini, polimer banyak dipergunakan sbg bahan-bahan keperluan rumah tangga dan industri.

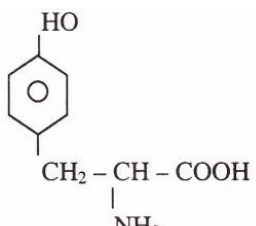
Polimer adalah molekul raksasa yang terbentuk karena saling ikat-mengikatnya molekul-molekul kecil (=monomer) dengan ikatan kovalen. Pada umumnya biomolekul merupakan molekul-molekul raksasa dalam bentuk primer yang disusun oleh monomer yang lebih kecil dan sederhana. Biomolekul dapat digolongkan dalam 4 golongan, yakni protein, karbohidrat, lipida dan asam nukleat.

Protein adalah molekul raksasa dengan massa molekul sebesar (6000-1.000.000). Protein merupakan polimer dengan monomer yang terdiri dari berbagai macam asam amino. Asam amino adalah asam organik yang mempunyai 2 gugus fungsional, yakni gugus karboksil ( $-\text{COOH}$ ) dan gugus amina ( $-\text{NH}_3$ ). Gugus karboksil bersifat asam sedang amina bersifat basa. Karena ini asam amino netral bersifat amfoter.



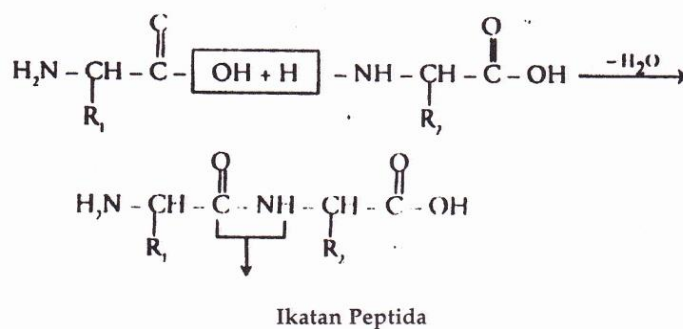
Karena gugus asam ( $-\text{COOH}$ ) adalah proton donor sedang gugus basa ( $-\text{NH}_3$ ) adalah proton aseptor maka pada asam amino dapat terjadi perpindahan proton dari gugus  $-\text{CHOOH}$  ke gugus  $-\text{NH}_3$  sehingga terbentuk sebuah molekul yang memiliki sifat kation dan sifat anion dan biasa disebut **ion zwitter**.

Jumlah asam amino yang menjadi monomer protein tidak banyak, hanya 20 macam, semuanya dalam bentuk asam  $\alpha$  amino karboksilat. Beberapa contoh diantaranya :

Nama	Rumus
Alanin (Ala)	$\text{CH}_3-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$
Valin (Val)	$(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\overset{\text{H}^+}{\text{C}}-\text{COOH}$
Leusin (Leu)	$(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$
Tirosin (Tir)	

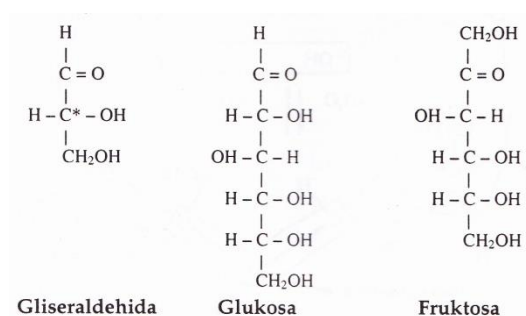
Penggabungan asam-asam amino ini menghasilkan polimer kondensasi dengan melepas molekul  $\text{H}_2\text{O}$ . Cara pembentukannya sebagai berikut :



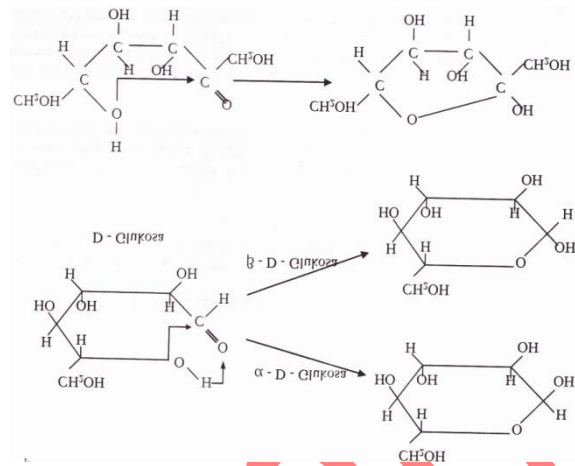


Ikatan antar gugus karbonil dan amin disebut **ikatan peptida**. Dalam contoh di atas terbentuk dipeptida, karena gabungan dari 2 asam amino. Karbohidrat adalah senyawa penting yang diperlukan oleh makhluk hidup sebagai sumber energi, sumber unsur karbon untuk pembentukan biomolekul, dan merupakan bahan penyusun sel dan jaringan. Rumus empirik karbohidrat adalah  $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$ , sehingga orang menyebut karbohidrat karena dianggap sebagai hidrat dari karbon. Karena anggapan ini ternyata tidak benar maka digunakan nama sakarida.

Jenis sakarida yang terdapat di alam seperti pati dan selulosa, adalah molekul-molekul raksasa, suatu bentuk polimer kondensasi dari monomer yang disebut monosakarida. Monosakarida termasuk golongan **polihidroksialdehida** dan **keton**. Contoh golongan ini yang paling sederhana adalah gliseraldehida. Semua golongan ini diberi nama dengan akhiran -osa. Gliseraldehida disebut triosa, karena jumlah atom C tiga. Yang terpenting dari golongan ini adalah **glukosa** yang termasuk golongan heksosa, karena jumlah atom C-nya enam. Rumus umum karbohidrat heksosa adalah  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ . Tetapi karena pada karbohidrat terdapat atom C asimetrik, yakni atom C yang mengikat empat gugus yang berbeda, seperti atom C\* pada gliseraldehida, maka heksosa banyak mempunyai isomer-isomer. Glukosa adalah salah satu isomer dari isomer-isomer aldehida, dan fruktosa adalah salah satu isomer dari isomer keton.

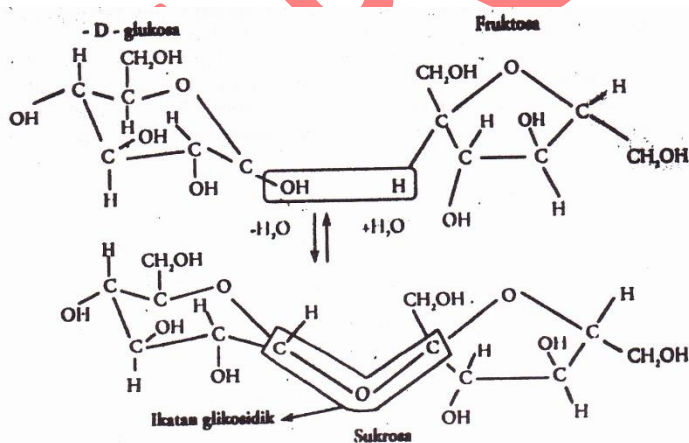


Dalam larutan, ternyata glukosa membentuk rantai tertutup (siklis) melalui ikatan antara atom C<sub>1</sub>, dengan atom D yang terdapat pada atom C<sub>5</sub> membentuk segienam yang disebut cincin piranosa. Dengan terbentuknya cincin ini maka terbentuklah 2 kemungkinan isomer, yakni  $\alpha$ -D-glukosa dan  $\beta$ -D-glukosa karena perbedaan letak gugus OH pada C<sub>1</sub> (di bawah atau di atas atom C<sub>1</sub>).

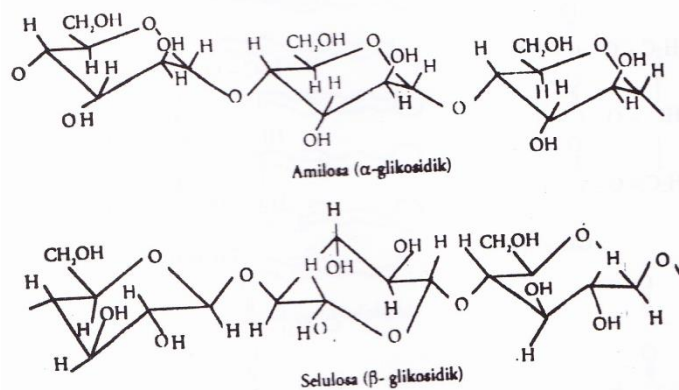


### Pembentukan Struktur Lingkar Fruktosa

Seperti halnya glukosa maka fruktosa juga dapat membentuk struktur siklis, yakni dengan ikatan antara C<sub>2</sub> dengan O yang terikat oleh C<sub>4</sub> membentuk segi lima (cincin furanosa). Monosakarida atau dengan yang lainnya dapat membentuk rantai polisakarida melalui ikatan glikosidik (C – O – C). Pembentukan ikatan ini disertai pelepasan air (kondensasi).



Dalam larutan yang bersifat asam atau mengandung enzim amylase maka ikatan glikosidik pada sukrosa dapat dihidrolisis hingga terurai menjadi glukosa dan sukrosa. Pati atau amylase merupakan polisakarida yang tersusun oleh  $\alpha$ -D-glukosa sebagai monomer, sedangkan selulosa disusun oleh  $\beta$ -D-glukosa.



Asam nukleat, seperti halnya protein dan karbohidrat merupakan suatu polimer. Unit terkecil pembentukan asam nukleat disebut nukleotida. Nukleotida ini dibangun oleh tiga molekul sederhana, yakni :

1. Basa nitrogen merupakan senyawa heterosiklik dengan dua atau lebih atom nitrogen pada cincin kerangkanya. Molekul ini bersifat basa karena atom nitrogennya memiliki pasangan electron bebas yang beralku sebagai basa Lewis.
2. Pentosa (gula beratom karbon lima). Pada RNA, gula ini adalah ribose, pada DNA gulanya deokdiribosa.
3. Asam fosfat, yang membentuk ester dengan gugus OH dari gula, sehingga antar nukleotida terjadi ikatan.

### Klasifikasi Polimer

Polimer dapat diklasifikasikan sebagai berikut:

Berdasarkan sumbernya polimer dapat dikelompokkan dalam 3 kelompok, yaitu:

1. Polimer Alam, yaitu polimer yang terjadi secara alami. Contoh: karet alam, karbohidrat, protein, selulosa dan wol.
2. Polimer Semi Sintetik, yaitu polimer yang diperoleh dari hasil memodifikasi polimer alam dan bahan kimia. Contoh: selulosa nitrat ( monomer nitroselulosa) yang nama perdagangannya adalah "Celluloid" dan "guncotton".
3. Polimer sintesis, yakni polimer yang dibuat melalui polimerisasi dari monomer – monomer. Polimer sintesis adalah damar Fenol formaldehida dan dikenal secara komersial sebagai bakelit.

## SENYAWA METABOLIT SEKUNDER

Metabolit sekunder adalah senyawa organik yang dihasilkan tumbuhan yang tidak memiliki fungsi langsung pada fotosintesis, pertumbuhan atau respirasi, transport solut, translokasi, sintesis protein, asimilasi nutrisi, diferensiasi, pembentukan karbohidrat, protein dan lipid. Metabolit sekunder dapat tersebar di seluruh organ tubuh tumbuhan seperti daun, akar, batang, bunga, kulit, umbi, dan buah. Jenis dan kandungannya dapat sama maupun berbeda di setiap organ tumbuhan.

Metabolit sekunder yang seringkali hanya dijumpai pada satu spesies atau sekelompok spesies, berbeda dari metabolit primer (asam amino, nukleotida, gula, lipid) yang dijumpai hampir di semua kingdom tumbuhan. Bagi organisme penghasil, metabolit sekunder bisa berfungsi sebagai racun untuk mempertahankan diri dari serangan hama dan penyakit, berkompetisi dengan makhluk hidup lain di sekitarnya, antibiotik, penghambat kerja enzim, dan zat pengatur tumbuh. Sebagai contoh, tanaman dapat menghasilkan quinon, flavonoid, dan tanin, yang membuat tanaman lain tidak dapat tumbuh di sekitarnya. Sementara itu, bagi manusia, kandungan metabolit sekunder dari tumbuhan dapat digunakan untuk mengobati berbagai penyakit. Beberapa metabolit sekunder lainnya digunakan juga dalam memproduksi sabun, parfum, minyak herbal, pewarna, permen karet, dan plastik alami seperti resin, antosianin, tanin, saponin, dan minyak volatil. Salah satu contoh metabolit sekunder yang dapat menimbulkan rasa, yaitu rasa pahit, adalah kafein. Senyawa ini di antaranya terdapat pada tanaman kopi, teh, dan kakao.

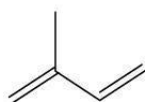
Senyawa metabolit sekunder merupakan sumber bahan kimia yang tidak akan pernah habis, sebagai sumber inovasi dalam penemuan dan pengembangan obat-obat baru ataupun untuk menunjang berbagai kepentingan industri. Hal ini terkait dengan keberadaannya di alam yang tidak terbatas jumlahnya. Senyawa kimia sebagai hasil metabolit sekundertelah banyak digunakan sebagai zat warna, racun, aroma makanan, obat-obatan dan sebagainya serta sangat banyak jenis tumbuh- tumbuhan yang digunakan obat-obatan yang dikenal sebagai obat tradisional.

Metabolisme sekunder dapat dibedakan secara akurat dari metabolit primer berdasarkan kriteria berikut: penyebarannya lebih terbatas, terdapat terutama pada tumbuhan dan mikroorganisme serta memiliki karakteristik untuk tiap genera, spesies

atau strain tertentu. Metabolit ini dibentuk melalui alur (pathway) yang khusus dari metabolit primer. Sebaliknya, metabolit primer sebarannya luas, pada semua benda hidup dan sangat erat terlibat dalam proses-proses kehidupan yang esensial. Metabolit sekunder tidaklah bersifat esensial untuk kehidupan, meski penting bagi organisme yang menghasilkannya. Hal yang menarik untuk diperhatikan ialah bahwa metabolit sekunder dibiosintesis terutama dari banyak metabolit-metabolit primer: asam amino, asetilkoenzim-A, asam mevalonat, dan zat antara (intermediate) dari jalur shikimat (shikimic acid). Ini merupakan titik awal elaborasi metabolit sekunder yang mengarah ke klasifikasi serta bahasannya sebagai kelompok-kelompok yang bersifat diskrit. Senyawa-senyawa kimia yang merupakan hasil metabolisme sekunder pada tumbuhan sangat beragam dan dapat diklasifikasikan dalam beberapa golongan senyawa bahan alam. Beberapa ahli menggolongkan macam-macam senyawa metabolit sekunder, yaitu:

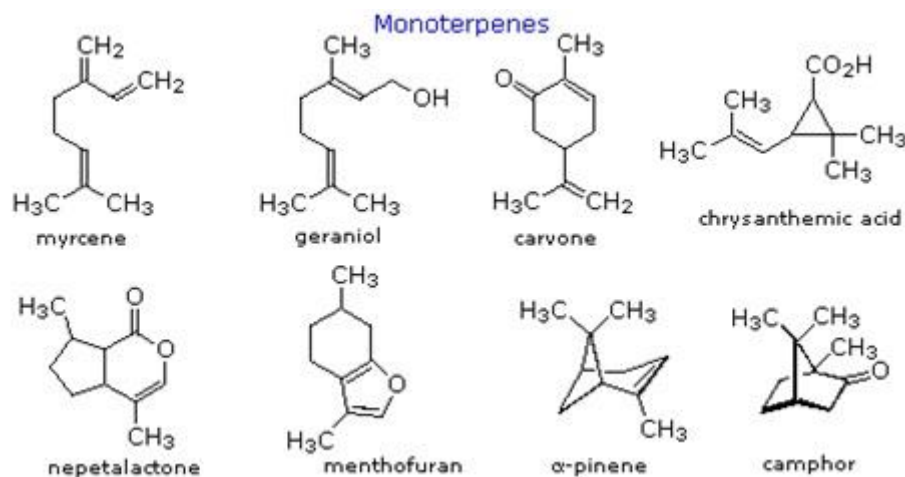
### 1. Terpenoid

Terpenoid adalah senyawa hasil derivatisasi dari kombinasi dua atau lebih unit isoprena. Isoprena adalah sebuah unit yang tersusun dari 5 karbon, dikenal dengan 2-metil-1,3-butadiena. Terpenoid disusun dari isoprena yang bentuknya mengikuti aturan *head-to-tail*. Karbon 1 dinamakan *head* dan karbon 4 dinamakan *tail* (Sarker dan Nahar, 2007).



Isopren

Sebagian besar senyawa terpenoid di sintesis melalui jalur metabolisme asam mevalonat. Contohnya monoterpena, seskuiterpena, diterpena, triterpena, dan polimer terpena. Terpenoid mengandung komponen aktif obat alam yang dapat digunakan untuk menyembuhkan berbagai penyakit seperti diabetes dan malaria. Bagi organisme penghasil, terpenoid berfungsi sebagai insektisida, fungisida, antipemangsa, antibakteri, dan antivirus (Robinson, 1995).



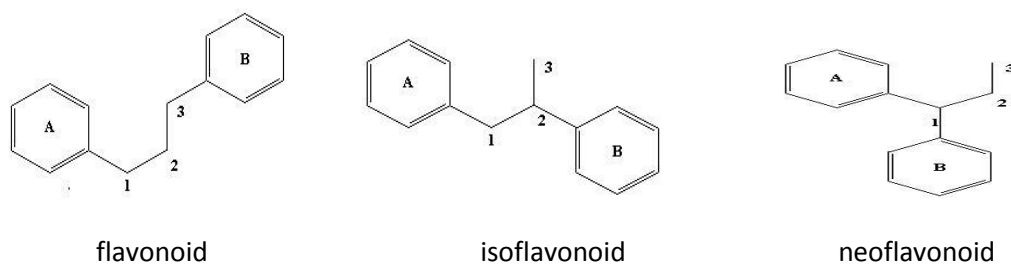
Terpenoid merupakan senyawa kimiawi tumbuhan yang memiliki bau dan dapat diisolasi dengan penyulingan sebagai minyak atsiri. Minyak atsiri bukanlah senyawa murni akan tetapi merupakan campuran senyawa organik yang kadangkala terdiri dari lebih dari 25 senyawa atau komponen yang berlainan. Sebagian besar komponen minyak atsiri adalah senyawa yang hanya mengandung karbon dan hidrogen atau karbon, hidrogen dan oksigen yang tidak bersifat aromatik . Minyak atsiri sebagai metabolit sekunder yang biasanya berperan sebagai alat pertahanan diri agar tidak dimakan oleh hewan(hama) ataupun sebagai agensia untuk bersaing dengan tumbuhan lain (alelopati) dalam mempertahankan ruang hidup. Minyak atsiri bersifat mudah menguap karena titik uapnya rendah. Selain itu, susunan senyawa komponennya kuat memengaruhi saraf manusia (terutama dihidung) sehingga seringkali memberikan efek psikologis tertentu. Setiap senyawa penyusun memiliki efek tersendiri, dan campurannya dapat menghasilkan rasa yang berbeda. Sebagaimana minyak lainnya, sebagian besar minyak atsiri tidak larut dalam air dan pelarut polar lainnya. Dalam parfum, pelarut yang digunakan biasanya alkohol.

## 2. Golongan Flavonoid

Flavonoid adalah senyawa polifenol yang banyak terdapat di alam. Flavonoid merupakan golongan senyawa bahan alam dari senyawa fenolik yang banyak sebagai pigmen tumbuhan tinggi (zat warna merah,ungu dan biru dan sebagai zat warna kuning) . terdapat pada daun, ranting, akar, biji, kulit buah atau kulit, kulit kayu, dan bunga. Akan tetapi, senyawa flavonoid tertentu sering kali terkonsentrasi dalam suatu jaringan tertentu, misalnya antosianidin adalah zat warna dari bunga, buah, dan daun. Flavonoid juga dikenal sebagai vitamin P dan citrin, dan merupakan pigmen yang diproduksi oleh sejumlah tanaman sebagai warna pada bunga yang dihasilkan.

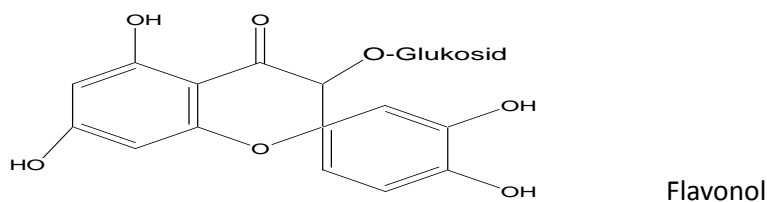
Flavonoid merupakan senyawa yang mempunyai kerangka dasar karbon yang terdiri dari 15 atom karbon, dimana dua cincin benzena ( $C_6$ ) terikat pada suatu rantai propan ( $C_3$ ) sehingga membentuk suatu susunan  $C_6-C_3-C_6$ . Susunan ini dapat menghasilkan tiga jenis struktur, yaitu 1,3-diarylpropan atau flavonoid, 1,2-diarylpropan atau isoflavonoid dan 1,1-diarylpropan atau

neoflavonoid (Achmad, 1986). Struktur flavonoid, isoflavonoid dan neoflavonoid ditunjukkan pada Gambar 2.



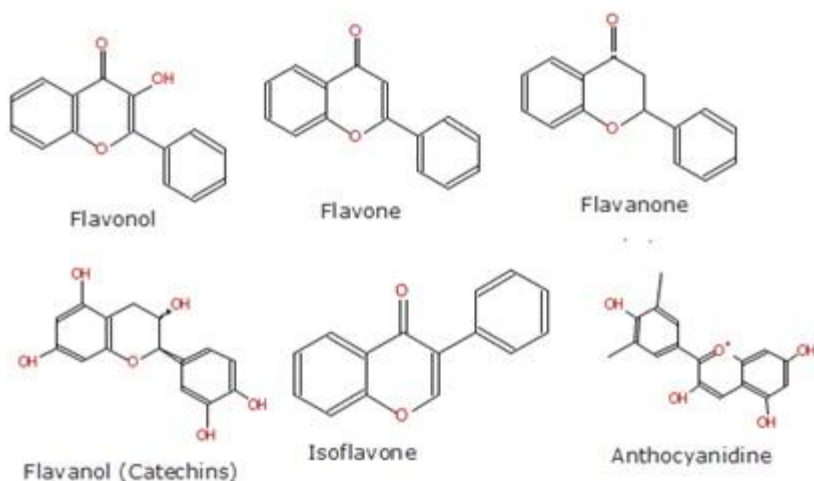
Flavonoid mempunyai sejumlah gugus hidroksil sehingga senyawa flavonoid merupakan senyawa polar. Sesuai dengan hukum *like dissolves like* maka pada umumnya flavonoid larut oleh pelarut polar seperti etanol, metanol, butanol, air dan lain-lain (Markham, 1988). Senyawa flavonoid pada tumbuhan yang dilaporkan memiliki efek farmakologis, contohnya flavonoid yang terkandung dalam tumbuhan genus *Artocarpus* memiliki efek farmakologis yang potensial seperti anti fungi, anti bakteri dan anti tumor. Banyak penelitian yang menunjukkan bahwa berbagai jenis flavonoid seperti kalkon, flavanon, flavon, flavonol, isoflavon, katekin mempunyai bioaktivitas tertentu antara lain untuk analgesik, antibiotik, antihistamin, antiarthritis dan antiinflamasi (Wulandari, 2006)

Flavonoid umumnya terdapat dalam tumbuhan, terikat pada gula sebagai glikosida dan aglikon flavonoid yang terdapat dalam satu tumbuhan dalam beberapa bentuk kombinasi glikosida. Dalam tumbuhan terdapat banyak sekali glikosida flavonol. Salah satu contohnya adalah kuersetin 3-rutinosida dalam bidang farmasi karena digunakan untuk mengobati kerapuhan pembuluh kapiler pada manusia (Harborne, 1987)



Flavonoid mempunyai banyak manfaat, di antaranya sebagai antioksidan, antimutagenik, antineoplastik (antitumor atau antikista) dan vasodilator (melebarkan pembuluh darah). Antioksidan pada flavonoid berperan mencegah kerusakan oksidatif yang ditimbulkan oleh radikal bebas sehingga flavonoid dapat digunakan untuk mengendalikan sejumlah penyakit pada manusia. Kemampuan flavonoid dalam menangkap radikal bebas 100x lebih efektif dibandingkan vitamin C dan 25 kali lebih efektif dibandingkan vitamin E. Beberapa flavonoid seperti morin, fisetin, kuersetin, katekin dan gosipetin berkhasiat sebagai antioksidan dan dapat menghambat oksidasi LDL

(*low density Lipoprotein*). Bagi organisme yang menghasilkannya, flavonoid berfungsi melindungi tumbuhan dari sinar UV, serangga, fungi (jamur), virus, bakteri, sebagai atraktan pollinator, antioksidan, kontrol hormon, dan penghambat enzim (Robinson, 1995). Salah satu jenis flavonoid adalah isoflavon pada kedelai yang dipercaya dapat mengobati kanker dan baik untuk kesehatan reproduksi.



Saat ini lebih dari 6.000 senyawa masuk ke dalam golongan flavonoid. Menurut perkiraan 2% dari seluruh karbon yang difotosintesis oleh tumbuhan diubah menjadi flavonoid atau senyawa yang berkaitan erat dengannya. Kebanyakan flavonoid terdapat dalam buah, sayuran, dan minuman (teh, kopi, bir, anggur, dan minuman buah). Di alam, senyawa fenolik kerap dijumpai terikat pada protein, alkaloid, dan terdapat di antara terpenoid. Flavonoid mengacu pada hasil metabolit sekunder dari tumbuhan yang mempunyai struktur phenylbenzopyrone, biasa dikenal dari aktivitas antioksidannya.

### 3. Golongan Alkaloid

Alkaloid adalah suatu golongan senyawa organik yang terbanyak ditemukan di alam. Hampir seluruh senyawa alkaloida berasal dari tumbuh-tumbuhan dan tersebar luas dalam berbagai jenis tumbuhan. Alkaloid umumnya berbentuk padatan kristal dengan rasa pahit. Sebagian besar alkaloid berasal dari tanaman berbunga dan tanaman rendah. Alkaloid merupakan golongan senyawa yang mengandung nitrogen aromatik dan paling banyak ditemukan di alam. Hampir seluruh senyawa alkaloid berasal dari tumbuh-tumbuhan. Sebagian besar alkaloid berupa zat padat, tidak berwarna, berasa pahit,



memiliki efek farmakologis dan umumnya sukar larut dalam air tetapi dapat larut dalam pelarut nonpolar seperti kloroform dan eter. Alkaloid merupakan turunan dari asam amino lisin, ornitin, fenilalanin, tirosin, dan triptofan (Harborne, 1987). Alkaloid dalam bidang kesehatan dipakai sebagai antitumor, antipiretik (penurun demam), antinyeri (analgesik), memacu sistem saraf, menaikkan dan menurunkan tekanan darah, dan melawan infeksi mikrobial (Solomon, 1980; Casey, 2006).

Hampir semua alkaloida yang ditemukan di alam mempunyai keaktifan biologis tertentu, ada yang sangat beracun tetapi ada pula yang sangat berguna dalam pengobatan. Misalnya kuinin, morfin dan stiknin adalah alkaloida yang terkenal dan mempunyai efek fisiologis dan psikologis. Alkaloida dapat ditemukan dalam berbagai bagian tumbuhan seperti biji, daun, ranting dan kulit batang. Alkaloida umumnya ditemukan dalam kadar yang kecil dan harus dipisahkan dari campuran senyawa yang rumit yang berasal dari jaringan tumbuhan. Alkaloida tidak mempunyai tatanama sistematis, oleh karena itu, suatu alkaloida dinyatakan dengan nama trivial. Hampir semua nama trivial ini berakhiran -in yang mencirikan alkaloida.

**SUMBER BELAJAR PENUNJANG PLPG 2017**

**MATA PELAJARAN ILMU KIMIA**

**BAB 7**

**KIMIA UNSUR DAN KIMIA INTI**



**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**  
**2017**

## BAB 7.

### KIMIA UNSUR , KIMIA INTI

#### 1 Pengantar

Setelah belajar dengan modul ini, Anda diharapkan memahami sifat-sifat fisik dan kimia yang khas tiap unsur penting seperti hidrogen dan kelompok-kelompok unsur lain seperti logam alkali, halogen, gas mulia dan unsur-unsur transisi serta unsur-unsur radioaktif.

#### 2. Kompetensi Inti Guru :

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

#### 3. Kompetensi Guru Mata Pelajaran [KD]

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

1.6 Menerapkan konsep, hukum, dan teori fisika dan matematika untuk menjelaskan/ mendeskripsikan fenomena kimia.

1.8 Memahami lingkup dan kedalaman kimia sekolah.

#### 4. Indikator Pencapaian Pembelajaran:

Setelah mempelajari bahan ajar ini peserta mampu:

1. Mampu **menjelaskan dan menganalisis** sifat-sifat fisik dan kimia dari suatu unsur
2. Mampu **menginterpretasikan data suatu persamaan dan grafik** dari reaksi peluruhan unsur radioaktif .
3. Mampu **menghitung dan mendeskripsikan** jumlah zat yang meluruh pada waktu tertentu berdasarkan gambar grafik/tabel
4. Mampu **menjelaskan** berbagai reaksi inti/nuclear dan contohnya .

### 5.1 URAIAN MATERI PEMBELAJARAN

#### 5.1.1 HIDROGEN

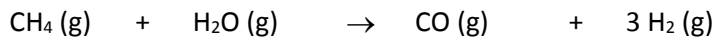
Hidrogen adalah unsur teringan yang pertama kali ditemukan oleh ilmuwan Inggris Henry Cavendish (1731 – 1810). Pada suhu kamar berbentuk gas dan terdiri dari molekul-molekul diatomik. Titik didihnya - 253°C. Hidrogen menjadi unsur dasar dari atmosfer matahari dan menjadi sumber energi inti bintang-bintang untuk memancarkan cahaya. Gaya gravitasi bumi tidak cukup kuat untuk menahan hidrogen sehingga bumi hanya mengandung 0,14% massa hidrogen.

Hidrogen mempunyai tiga isotop yakni  $^1\text{H}$ ,  $^2\text{H}$  (deuterium) dan  $^3\text{H}$  (tritium). Tritium bersifat radio aktif, sehingga banyak digunakan untuk melacak sifat-sifat atom H pada

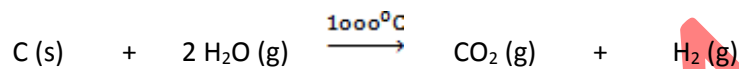
penentuan mekanisme reaksi. Afinitas H terhadap unsur-unsur lain besar sehingga H di alam terikat sebagai senyawa, terutama dalam senyawa air. Begitu besar afinitas H terhadap O, maka reaksi antara H<sub>2</sub> dan O<sub>2</sub> sangat eksplosif sehingga campurannya dalam perbandingan volume 2 dan 1 disebut gas *letup*. Pembuatan hidrogen pada skala industri maupun laboratorium, kebanyakan dengan reaksi analisis.

Pada skala industri hidrogen dapat dibuat dengan cara :

- ❖ Pemanasan gas alam dan air

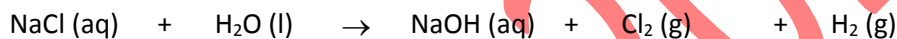


- ❖ Reduksi air oleh kokas pada suhu tinggi



Gas air

- ❖ Elektrolisis larutan garam dapur

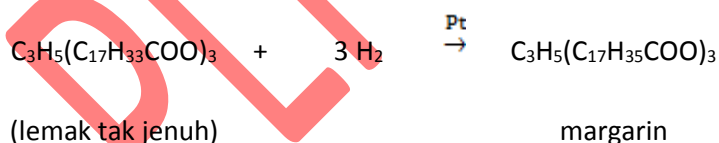


Di laboratorium H<sub>2</sub> dibuat dengan mereaksikan seng dan asam sulfat.



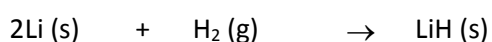
Kegunaan H<sub>2</sub> dalam skala industri adalah :

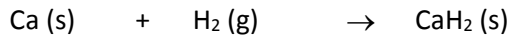
- ☐ Pembuatan amoniak
- ☐ Pembuatan margarin (mentega tiruan)



### Sifat-sifat Hidrogen

Senyawa biner hidrogen dengan unsur lain disebut *hidrida*. Terdapat dua macam hidrida, yakni hidrida kovalen dan hidrida ionik. Hidrida ionik adalah hidrida dengan logam kuat (elektropositif) dan yang kovalen dengan unsur-unsur elektronegatif, seperti F, O, Cl, S, N dan C. Dengan logam alkali hidrogen dapat langsung bereaksi :

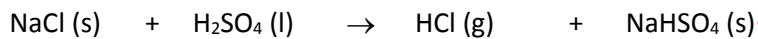




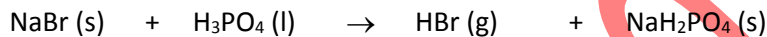
Dengan F, O, halogen, S dan N dapat langsung bereaksi sebab  $\Delta G_f^\circ$  dan  $\Delta H$ -nya negatif, sedang dengan I, P, Si dan Se dan As praktis sulit bereaksi sebab  $\Delta G_f^\circ$  dan  $\Delta H$ -nya positif. Ion hidrida ( $\text{H}^-$ ) adalah basa kuat (Teori Bronsted), karenanya hidrida-hidrida ionik dengan air dapat membentuk basa dan gas  $\text{H}_2$ .

### Hidrogen Halida

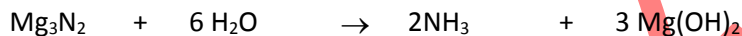
Hidrogen halida dapat dihasilkan dari reaksi garam halida dengan asam yang nonvolatil seperti  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .



Tetapi HBr dan HI tidak dapat diperoleh dengan cara tersebut. HBr dan HI akan diperoleh jika digunakan asam nonvolatil yang lemah seperti  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

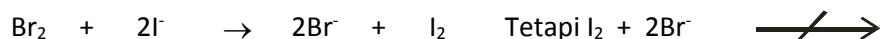
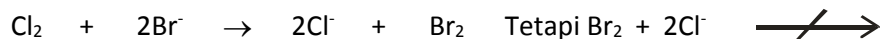
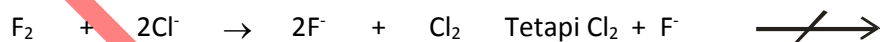


Ion-ion sulfida ( $\text{S}^{2-}$ ), nitrida ( $\text{N}^{3-}$ ) dan karbida ( $\text{C}^{4-}$ ) adalah basa-basa konjugat yang kuat, karenanya mampu mengambil  $\text{H}^+$  dari air untuk membentuk hidrida-hidrida kovalen.



### 5.1.2 HALOGEN

Termasuk unsur-unsur golongan halogen adalah fluor (F), khlor (Cl), Brom (Br), Iodium (I) dan astatin (At). Sebagai unsur-unsur golongan VIIA unsur-unsur ini memiliki sifat-sifat kimia dan fisika yang hampir sama. afinitasnya yang tinggi terhadap unsur lain menyebabkan unsur-unsur lain terdapat sebagai senyawa (garam) dan tidak dalam keadaan bebas. Inilah sebabnya golongan ini disebut halogen yang berarti pembentukan garam (halos=garam). Karena mudahnya unsur-unsur ini menarik elektron, maka unsur-unsur ini adalah oksidator-oksodator yang kuat. Daya oksidasinya makin ke bawah makin lemah.



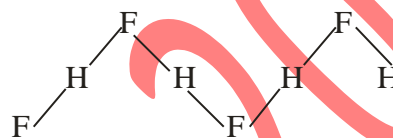
Atom-atom halogen saling berikatan kovalen membentuk molekul diatomik. Antar molekul terdapat ikatan Van der Waals yang lemah sehingga titik didih unsur halogen relatif rendah. Pada suhu kamar flour berwujud gas (TD-188°C), klor berwujud gas (TD. - 34,6°C), brom

berwujud cair (TD. 58,8°C) dan iodium berwujud padat (TD. 184,4°C). Halogen biasa dibuat dengan elektrolisis klorida lebur atau larutan klorida dalam air.



### Senyawa Halogen

Dengan hidrogen, halogen membentuk hidrogen halida yang biasa ditulis HX (X=halogen). HX berikatan kovalen tetapi polar. Hidrogenflorida (HF) termasuk asam lemah tetapi titik didihnya agak tinggi (19,7°C) karena antar molekul-molekulnya terdapat ikatan halogen. HF asam lemah tetapi dapat bereaksi dengan gelas atau pasir (SiO<sub>2</sub>).



Ikatan hidrogen

Di antara asam HX, maka asam klorida merupakan asam terpenting karena pembuatannya yang relatif murah, bersifat stabil dan banyak kegunaannya. HCl selain dapat dibuat secara langsung dari unsur-unsurnya juga dapat dibuat dengan mereaksikan H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> pekat dengan NaCl padat.



HBr dan HI tidak dapat dibuat dengan cara ini karena begitu HBr dan HI terbentuk langsung teroksidasi menjadi Br<sub>2</sub> dan I<sub>2</sub>. Untuk keperluan ini dapat digunakan asam nonvolatil yang bersifat oksidator lemah seperti H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.

Halogen juga dapat membentuk asam oksihalida HXO<sub>n</sub> (n= 1 – 4 ). Untuk asam oksi klorida berturut-urut :

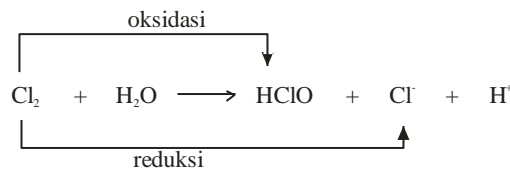
HClO = asam hipoklorit

HClO<sub>3</sub> = asam klorat

HClO<sub>2</sub> = asam klorit

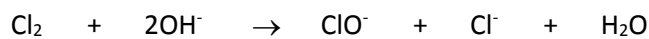
HClO<sub>4</sub> = asam perklorat

Makin besar jumlah oksigen makin tinggi polaritasnya dan makin kuat asamnya. Asam hipoklorit terbentuk jika Cl<sub>2</sub> dilarutkan dalam air. Pada reaksi ini Cl<sub>2</sub> mengalami oksidasi dan sekaligus reduksi. Peristiwa ini disebut **disporposisionasi**.



### Reaksi disproporsionasi Cl<sub>2</sub>

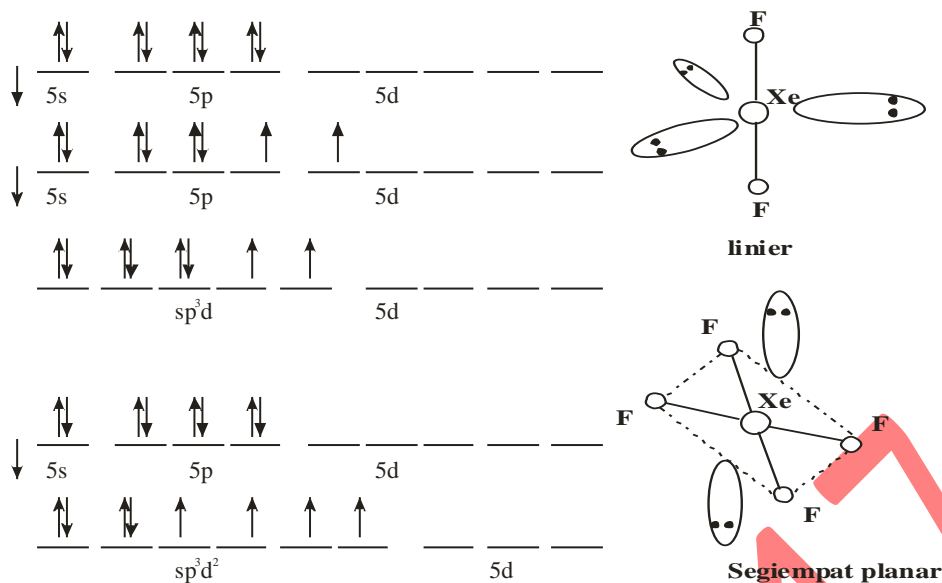
Selanjutnya ion ClO<sup>-</sup> merupakan oksidator kuat sehingga dapat memutihkan tekstil dari kertas dan dapat mematikan bakteri pada proses penjernihan air minum. Cl<sub>2</sub> dengan basa juga menghasilkan ClO<sup>-</sup> dan pada suhu tinggi berubah menjadi ClO<sub>3</sub><sup>-</sup>. Karena ini pada elektrolisis larutan NaCl, ruang katoda dan anoda dipisahkan dari OH<sup>-</sup>.



### 5.1.3 GAS MULIA

Semua gas mulia He, Ne, Ar, Kr, Xe dan Rn berwujud gas dan molekulnya stabil dalam keadaan monoatomik. Kestabilan ini karena konfigurasi elektron terluarnya 8 (kecuali He hanya 2). Berdasarkan hal ini orang semula mengira bahwa gas mulia tidak dapat membentuk senyawa, sampai pada tahun 1962 Neil Bartlett membuat senyawa dari Xe yakni XePtF<sub>6</sub>. Tidak lama sesudah itu kimiawan lain mereaksikan Xe dan F<sub>2</sub> pada suhu tinggi menjadi XeF<sub>2</sub>, XeF<sub>4</sub>, dan XeF<sub>6</sub>. Senyawa lain yang tak stabil bahkan eksplosif adalah XeO<sub>3</sub>. Sebaliknya Cs<sub>2</sub>XeF<sub>8</sub> (sesiumoktafluoroxenat) tahan sampai pada suhu 400°C tanpa terurai.

Xenon, Xe, bereaksi dengan unsur yang paling elektronegatif, misalnya fluorin, oksigen, dan khlorin dan dengan senyawa yang mengandung unsur-unsur ini, misalnya platinum fluorida, PtF<sub>6</sub>. Walaupun senyawa xenon pertama dilaporkan tahun 1962 sebagai XePtF<sub>6</sub>, penemunya N. Bartlett, kemudian mengoreksinya sebagai campuran senyawa Xe[PtF<sub>6</sub>]<sub>x</sub> (x= 1-2). Bila campuran senyawa ini dicampurkan dengan gas fluorin dan diberi panas atau cahaya, flourida XeF<sub>2</sub>, XeF<sub>4</sub>, dan XeF<sub>6</sub> akan dihasilkan. XeF<sub>2</sub> berstruktur bengkok, XeF<sub>4</sub> bujur sangkar, dan XeF<sub>6</sub> oktahedral terdistorsi. Walaupun preparasi senyawa ini cukup sederhana, namun sukar untuk mengisolasi senyawa murninya, khususnya XeF<sub>4</sub>. XeO<sub>3</sub> adalah senyawa yang sangat eksplosif. Walaupun XeO<sub>3</sub> stabil dalam larutan, larutannya adalah oksidator sangat kuat. Tetraoksida XeO<sub>4</sub>, adalah senyawa xenon yang paling mudah menguap. M[XeF<sub>8</sub>] (M adalah Rb dan Cs) sangat stabil tidak terdekomposisi bahkan dipanaskan hingga 400 °C sekalipun. Jadi, xenon membentuk senyawa dengan valensi dua sampai delapan. Fluorida-fluorida ini digunakan juga sebagai bahan fluorinasi. Walaupun kripton dan radon diketahui juga membentuk senyawa, senyawa kripton dan radon jarang dipelajari karena ketidakstabilannya dan sifat radioaktifnya yang membuat penanganannya sukar. Pembentukan ikatan dalam molekul XeF<sub>2</sub> melalui hibridisasi sebagai berikut :



Pada  $XeF_2$  atom Xe menyiapkan orbital hibrida  $sp^3d$  yang orbital-orbitalnya diarahkan pada titik-titik sudut bentukan trigonal bipiramidal. Karena 3 orbital diisi pasangan elektron bebas maka struktur geometri molekul linier. Sedang pada  $XeF_4$  terjadi orbital  $sp^3d^2$  yang orbitalnya diarahkan ke titik-titik sudut oktahedron. Karena 2 buah orbitalnya terisi pasangan elektron bebas maka struktur geometri molekul  $XeF_4$  berupa segiempat planar.

#### 5.1.4 LOGAM ALKALI DAN ALKALI TANAH

Unsur-unsur golongan IA (Li, Na, K Rb, Cs, dan Fr) dan golongan IIA (Be, Mg, Ca, Sr, Ba dan Ra) disebut golongan logam alkali dan alkalitaneh. Disebut golongan logam karena memiliki sifat-sifat logam yakni penghantar panas dan listrik yang baik, permukaannya mengkilap, tetapi masa jenisnya dalam air bersifat alkalis (basa). Unsur-unsur ini rendah energi ionisasinya sehingga sangat reaktif. Inilah sebabnya unsur-unsur ini tidak terdapat bebas di alam. Senyawa-senyawa logam alkali sangat mudah larut dalam air sehingga oleh air hujan semuanya dibawa ke laut sedang senyawa-senyawa logam alkali tanah agak sukar larut dalam air sehingga tetap tinggal di tanah atau di kerak bumi bagian atas. Karena keaktifannya maka logam-logam ini dapat bereaksi secara langsung dengan unsur-unsur lain pada suhu rendah atau tinggi atau dengan katalis, menjadi hidrida, oksida, nitrida, karbida, halida dan sulfida. Dengan air membentuk hidroksida dan hidrogen.





Di antara logam-logam alkali maka natrium yang terpenting, selain relatif mudah dan murah pembuatannya juga banyak manfaatnya. Natrium dalam bentuk cairan digunakan sebagai penghantar listrik dan pemindah panas pada reaktor nuklir. Dalam bentuk gas sebagai pengisi lampu natrium karena spektrum yang dihasilkan berada dalam daerah sinar tampak (kuning merah). Senyawa natrium seperti NaOH banyak penggunaannya seperti pada industri sabun, detergen, karet sintetis, serat sintetis, pulp, kertas dan kaca.

Di antara logam-logam alkali tanah, Be dan Mg yang dibuat orang sebab memiliki sifat yang stabil terhadap udara. Be digunakan sebagai bahan paduan logam karena sifatnya yang kuat dan tidak menyerap sinar X dan massa jenisnya kecil. Mg dipadu dengan Al diperoleh paduan yang kuat tapi ringan.

### 5.1.5 LOGAM TRANSISI

Unsur-unsur transisi adalah unsur-unsur yang dalam tabel periodik unsur terletak antara golongan IIA dan IIIA pada daftar dan bentuk panjang, atau unsur-unsur yang orbital d-nya terisi mulai dari 1 sampai 10 elektron dan orbital f-nya terisi mulai 1 sampai 14 elektron. Unsur-unsur ini terletak pada 3 deret.

Deret I (periode 4) : Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu dan Zn

Deret II (periode 5) : Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag dan Cd

Deret III (periode 6) : La, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au dan Hg

Kesamaan sifat dari unsur-unsur ini adalah sifat logamnya, yakni pada suhu kamar berwujud padat kecuali Hg, berwarna abu-abu kecuali Cu dan Au, dapat ditempa, penghantar panas dan listrik yang baik, kerapatannya besar, bekas patahannya mengkilap dan memiliki kekerasan. Titik leburnya relatif tinggi, tidak jauh berbeda dalam tiap deret tetapi rata-ratanya makin tinggi antar tiga deret. Rata-rata titik lebur deret I, II dan III berturut-turut 1420, 1795 dan 2069°C. Struktur kristalnya teratur, yakni kubus atau heksagonal. Karena tingkat energi orbital 3d dan 4s hampir sama, maka elektron-elektron pada orbital 3d dapat ikut berpartisipasi dalam pelepasan elektron. Inilah sebabnya tingkat oksidasi golongan ini lebih dari satu, misalnya bilangan oksidasi Fe=2 dan 3, Mn = 2, 4 dan 7.

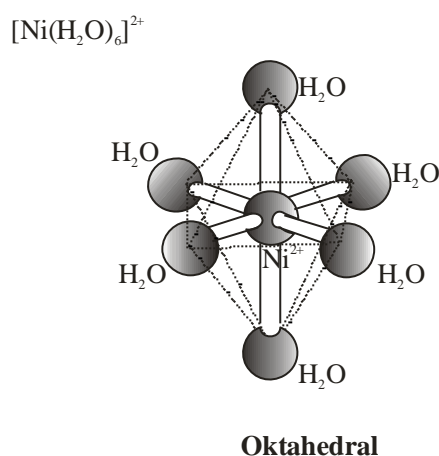
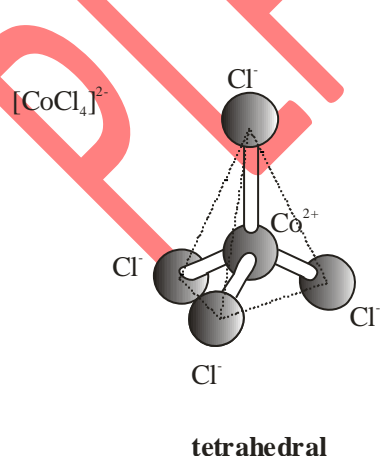
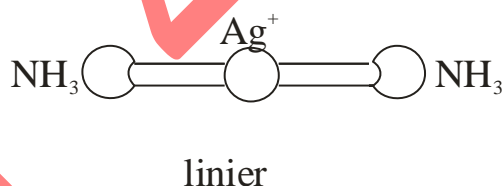
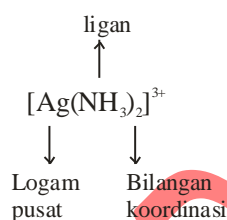
Ion-ion logam transisi dalam larutan umumnya memberikan warna yang spesifik. Sifat ini berkaitan dengan eksitasi elektron yang terjadi pada orbital 3d. Energi yang dibutuhkan eksitasi ini diserap dari spektrum sinar tampak. Jika yang diserap spektrum daerah sinar hijau dan kuning maka larutan akan berwarna merah biru atau ungu. Contoh ini terjadi pada larutan  $\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$ . Selanjutnya beberapa unsur logam transisi menunjukkan sifat paramagnetik. Sifat ini terjadi pada unsur-unsur yang dalam mengisi orbital d-nya terdapat orbital yang berisi elektron tunggal. Keaktifan logam-logam transisi tidak sekuat logam alkali dan alkali tanah tetapi bervariasi.

Keaktifan logam-logam ini dapat dilihat dari potensial reduksinya, makin negatif makin aktif. Logam-logam mulia seperti Cu, Hg, Ag, Pt dan Au sangat tidak aktif karena  $E^\circ_{\text{sel}} > 0$ . Inilah sebabnya logam-logam di alam bebas dapat ditemukan dalam keadaan bebas. Dalam keadaan senyawa logam-logam transisi membentuk sulfida, oksida, halida, silikat dan karbonat, yang biasa disebut bijih. Untuk mengisolasi logam dari bijihnya secara umum dilakukan prosedur sebagai berikut:

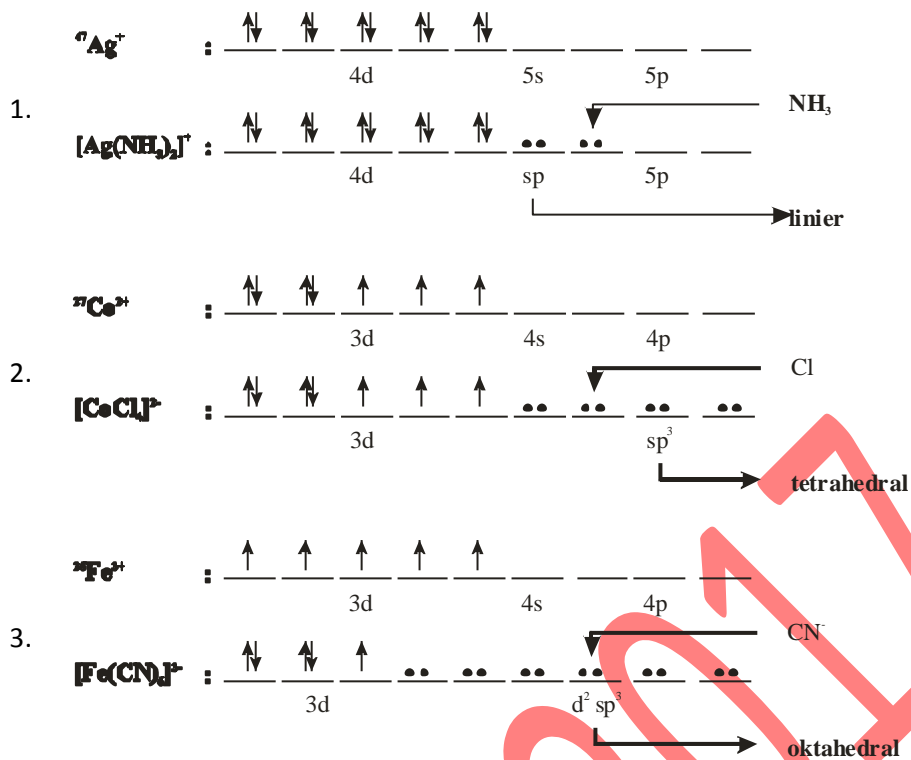
1. Pemisahan bijih dari pengotornya dan penguapan (flotasi)
2. Pemanggangan (oksidasi)
3. Reduksi

Ciri lain yang khas dari logam transisi adalah kesanggupannya membentuk senyawa atau ion kompleks. Orbital-orbital d yang belum terisi pada golongan ini memberikan peluang untuk terjadinya ikatan koordinasi dengan spesi lain yang memiliki pasangan elektron bebas baik spesi itu molekul netral maupun ion. Inilah sebab terbentuknya ion-ion kompleks. Kationnya disebut logam pusat dan molekul atau anion yang diikat disebut ligan. Jumlah ligan yang diikat = **bilangan koordinasi** dari logam pusatnya. Karena jarak ligan-ligan dengan ligan pusat sama maka menghasilkan struktur geometri yang teratur. Misalnya untuk bilangan koordinasi 2 menghasilkan struktur linier, untuk 4 tetragonal.

Contoh :



Pembentukan ikatan koordinasi antara atom logam pusat dan ligan-ligan dapat digambarkan dengan diagram orbital sebagai berikut :



### Hibridisasi Orbital Logam Transisi

#### KIMIA INTI

Kimia inti adalah ilmu yang mempelajari struktur inti atom dan pengaruhnya terhadap kestabilan inti serta reaksi-reaksi inti yang terjadi pada proses peluruhan radionuklida dan stansmutasi inti. Suatu inti (nuklida) dikatakan bersifat radioaktif, karena ia mengalami peluruhan spontan yang disertai dengan pemancaran radiasi. Radiasi ini dipancarkan dari inti atau sebagai hasil pengubahan konfigurasi electron di sekitar inti.

Nuklida yang dikenal lebih dari 3 000 , sekitar 280 di antaranya adalah nuklida stabil dan lainnya adalah nuklida radioaktif.

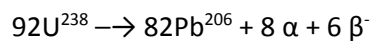
Berdasarkan pada kestabilan dan proses pembentukannya di alam, nuklida dapat dikelompokkan menjadi lima kelompok, yaitu:

1. Nuklida stabil, nuklida yang secara alamiah tidak mengalami perubahan A maupun Z (tidak meluruh).
2. Radionuklida alam primer, nuklida yang terbentuk secara alamiah dan bersifat radioaktif, sampai sekarang masih ditemukan karena memiliki waktu paruh yang panjang (dalam orde  $10^9$  tahun).
3. Radionuklida alam sekunder, nuklida radioaktif yang secara alamiah diturunkan 9merupakan hasil peluruhan) dari radionuklida alam primer.

- Radionuklida alam terinduksi, misalnya  $^{14}\text{C}$  yang terbentuk secara kontinu dari hasil antar aksi sinar kosmik dan  $^{14}_7\text{N}$  di atmosfer.
- Radionuklida buatan, hasil reaksi trans mutasi inti yang dilakukan di laboratorium.

Unsur/nuklida radioaktif alam yaitu unsur/nuklida radioaktif yang dapat ditemukan di alam, umumnya ditemukan dalam kerak bumi. Semua unsur/nuklida radioaktif alam yang bernomor atom tinggi akan termasuk salah satu dari deret radioaktif berikut:

- Deret uranium, dimulai dari  $^{92}\text{U}^{238}$  berakhir pada  $^{82}\text{Pb}^{206}$ .



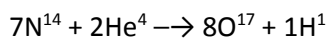
- Deret thorium, dimulai dari  $^{90}\text{Th}^{232}$  berakhir pada  $^{82}\text{Pb}^{208}$ .  $^{90}\text{Th}^{232} \rightarrow ^{82}\text{Pb}^{208} + 6\alpha + 4\beta^-$

- Deret aktinium, dimulai dari  $^{92}\text{U}^{235}$  berakhir pada  $^{82}\text{Pb}^{207}$ .  $^{92}\text{U}^{235} \rightarrow ^{82}\text{Pb}^{207} + 7\alpha + 4\beta^-$

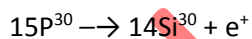
Unsur radioaktif bernomor atom rendah jarang ditemui. Contohnya:  $^{19}\text{K}^{40} \rightarrow ^{20}\text{Ca}^{40} + \beta^-$

#### b. Radioaktif Buatan

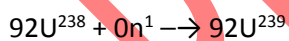
Unsur/nuklida radioaktif buatan adalah unsur/nuklida radioaktif yang tidak terdapat di alam, tetapi dapat dibuat dari unsur/nuklida alam. Isotop buatan pertama kali dibuat *Rutherford* (1919), adalah  $^{8}\text{O}^{17}$  yang tidak radioaktif.



Isotop radioaktif buatan pertama adalah  $^{15}\text{P}^{30}$  (1934) yang dibuat dari  $^{13}\text{Al}^{27} + 2\alpha \rightarrow ^{15}\text{P}^{30} + ^{0}\text{n}^1$



Unsur buatan yang pertama adalah neptunium (Np)

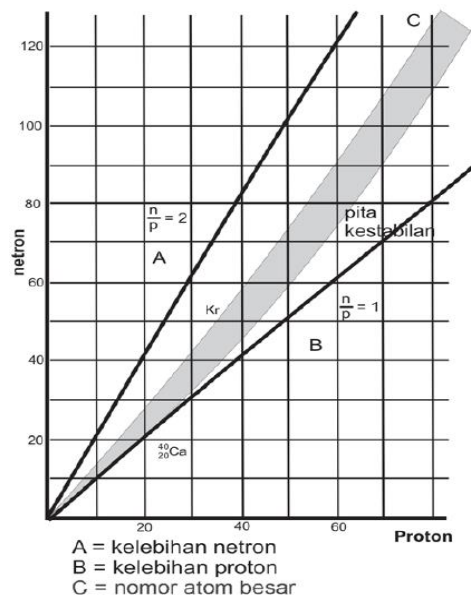


Deret radioaktif buatan dimulai dari  $^{93}\text{Np}^{235}$  berakhir pada  $^{83}\text{Bi}^{209}$ .

Komposisi nukleon mempengaruhi kesetabilan inti. Fakta menunjukkan bahwa faktor-faktor penting yang menentukan kesetabilan inti adalah:

- Angka banding neutron terhadap jumlah proton ( $\frac{n}{p}$ ) yang terkandung dalam inti, inti yang paling stabil sampai dengan nomor atom 20, memiliki nilai ( $\frac{n}{p}$ ) = 1 (kesetabilan diagonal).
- Pasangan nukleon ditunjukkan oleh hukum genap ganjil
- Bilangan Ajaib (*Magic number*)

#### 4. Energi pengikat inti per nukleon



**Pita Kestabilan Nuklida**

Komposisi radionuklida yang satu dengan yang lainnya berbeda, maka cara peluruhan suatu radionuklida tergantung pada jenis ketidakstabilannya. Jenis radiasi yang dipancarkan dari peluruhan zat radioaktif adalah Partikel alfa  $\alpha$ ; Positron,  $\beta^+$ ; Negatron,  $\beta^-$ ; Radiasi elektromagnetik, sinar  $\gamma$ ; dan Neutron

#### **HUKUM GENAP – GANJIL**

Dari jumlah nuklida stabil di alam, jika dikelompokkan berdasarkan jumlah proton (Z) dan jumlah neutron (N) penyusunya, diperoleh data sebagai berikut:

Jumlah nuklida	Jumlah nuklida stabil
Z genap, N genap	165
Z genap, N ganjil	55
Z ganjil, N genap	50
Z ganjil, N ganjil	4

Data di atas menunjukkan bahwa urutan kestabilan inti relatif adalah:

Z genap, N genap > Z genap, N ganjil > Z ganjil, N genap > Z ganjil, N ganjil

Inti yang stabil menghendaki jumlah proton dan jumlah neutron genap, kesimpulan ini diperkuat pula oleh data kelimpahan isotop dari unsure yang terbanyak terdapat di permukaan bumi, oksigen dan silikon. Oksigen di alam terdiri atas 99,95%  $^{16}_8\text{O}$ , dan silikon terdiri atas 92,207%  $^{28}_{14}\text{Si}$ .

## BILANGAN AJAIB

Dalam pengisian kulit elektron dikenal konfigurasi elektron kulit penuh yang stabil, yaitu untuk atom yang bernomor 2, 10, 18, 36, 54, dan 86, maka pada komponen nukleon dikenal istilah *bilangan ajaib* (*magic number*) yaitu untuk jumlah proton atau jumlah neutron dalam inti yang berjumlah 2, 8, 20, 28, 56, 82, dan 126 yang memberikan kestabilan inti paling tinggi pada periodenya.

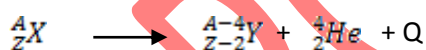
## ENERGI PENGIKAT INTI

Massa nuklida  $^A_Z\text{X}$  selalu lebih kecil dari Z massa proton + (A – Z) massa neutron. Berdasarkan kesetaraan massa dan energi, maka selisih massa ( $\Delta M$ ) tersebut adalah energi pengikat nukleon dalam inti. Energi pengikat intiper nukleon =  $\frac{\Delta M}{A}$  dinyatakan dalam sma, 1 sma = 931,5 MeV. Jika energi pengikat inti per nukleon dialurkan terhadap nomor massa nuklida, maka diperoleh grafik sebagai gambar 6.2. Semakin besar energi pengikat inti nukleon, semakin stabil nuklidanya.

## JENIS PELURUHAN RADIOAKTIF

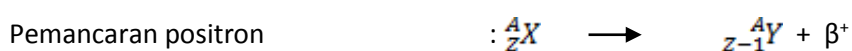
### 1. Peluruhan dengan Pemancaran Partikel $\alpha$

Inti yang meluruh dengan pemancaran partikel  $\alpha$  mempunyai nomor atom  $\geq 83$ . Peluruhan  $\alpha$  diungkapkan dengan persamaan umum sebagai:



### 2. Peluruhan Beta

Pemancaran negatron terjadi jika suatu nuklida memiliki angka banding n/p lebih besar dari isobar yang lebih stabil, dalam inti terjadi perubahan satu neutron menjadi proton. Sebaliknya bila suatu inti mempunyai kelebihan proton relatif terhadap isobar yang stabil, dalam inti terjadi peluruhan pengubahan proton menjadi neutron dengan pemancaran positron atau dengan penangkapan elektron. Secara umum ada tiga jenis peluruhan  $\beta$  di atas dapat dituliskan sebagai :

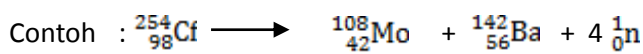


### 3. Transisi Isomerik

Transisi di antara isomer inti disebut transisi isomerik. Seringkali suatu inti berda pada tingkat kuantum di atas tingkat dasarnya (pada tingkat meta stabil) untuk suatu jangka waktu tertentu. Misalnya transisi  $^{60m}\text{Co}$  menjadi  $^{60}\text{Co}$  mempunyai waktu paruh 10,6 menit. Waktu paruh transisi isomerik kebanyakan dalam orde  $\geq 10^{-6}$  detik. Pada peluruhan dengan transisi isomerik, dipancarkan gelombang elektro magnet sinar  $\gamma$ .

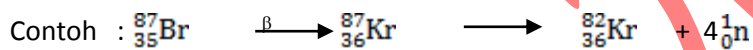
### 4. Pembelahan Spontan

Peluruhan dengan cara pembelahan spontan terjadi hanya pada nuklida-nuklida yang sangat besar. Pada peluruhan ini, nuklida yang massanya hampir sama, disertai dengan pelepasan neutron.



### 5. Pemancaran Neutron Terlambat

Proses peluruhan ini terjadi pada nuklida yang memiliki kelebihan neutron. Peluruhan ini didahului oleh pemancaran negatron kemudian dengan pemancaran neutron.



### KINETIKA PELURUHAN RADIOAKTIF

Berdasarkan aspek statistik dan peluruhan keradioaktifan yang bersifat acak, dapat diturunkan bahwa kinetika peluruhan radioaktif mengikuti hukum laju reaksi orde satu.

$$N = N_0 e^{-\lambda t}$$

$N_0$  : Jumlah atom radioaktif pada  $t = 0$

$N$  : Jumlah atom radioaktif pada  $t = t$

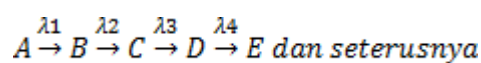
$\lambda$  : Tetapan laju peluruhan

$$-\frac{dN}{dt} = \lambda N$$

$$t_{1/2} = \frac{0,693}{\lambda}$$

$$\text{Laju peluruhan} = \text{keaktifan} = A = -\frac{dN}{dt}$$

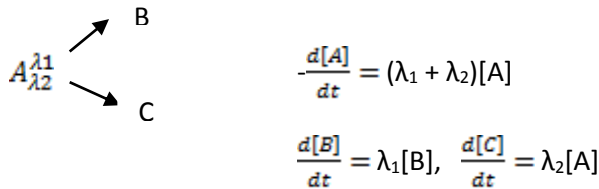
Suatu radionuklida berat dalam mencapai kestabilannya seringkali melalui proses peluruhan yang berlangsung secara berurutan.



$$-\frac{dA}{dt} = \lambda_1[A]$$

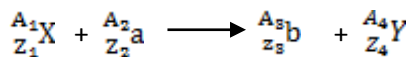
$$\frac{d[B]}{dt} = \lambda_1[A] - \lambda_2[B]$$

Disamping itu dapat juga terjadi proses peluruhan secara paralel

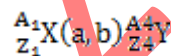


## REAKSI INTI

Reaksi inti adalah transformasi dan suatu inti atom target (biasanya dalam keadaan diam) akibat penembakan oleh inti proyektil yang berupa inti ringan, nuklida-nuklida bebas atau foton yang memiliki energi yang memadai. Suatu reaksi ini dapat dinyatakan dengan persamaan reaksi:

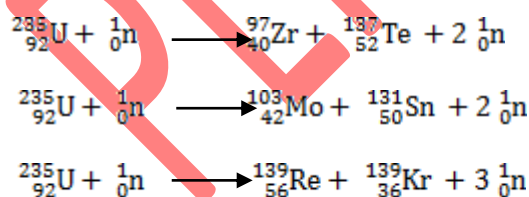


X adalah inti sasaran, a proyektil, b partikel yang terlepas atau foton yang dipancarkan dan Y adalah inti hasil reaksi atau inti terpenging. Bentuk penulisan singkat dari reaksi di atas dinyatakan sebagai :



## REAKSI PEMBELAHAN INTI (REAKSI FISI)

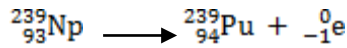
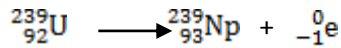
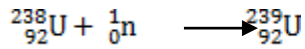
Jika unsur uranium  $Z = 92$  atau transurium  $Z > 92$  ditembak dengan neutron, akan terjadi reaksi pembelahan inti menghasilkan dua fragmen nuklida belahan dan beberapa neutron. Fragmen hasil pembelahan  $F_1$  dan  $F_2$  tidak merupakan pasangan fragmen yang unik tetapi dari satu nuklida dapat dihasilkan 30 pasang fragmen belahan yang mungkin. Beberapa contoh reaksi pembelahan adalah :



Pada setiap pembelahan inti selalu dihasilkan energi sekitar 200 MeV. Neutron yang dihasilkan dari reaksi pembelahan pertama dapat memicu reaksi-reaksi pembelahan selanjutnya, sehingga dapat terjadi reaksi pembelahan inti secara berantai. Energi yang dihasilkan pada pembelahan 235 gram  ${}^{235}\text{U}$  setara dengan hasil pembakaran 500 ton batubara. Berdasarkan hasil reaksi pembelahan yang dapat menghasilkan energi dan neutron, maka reaktor pembelahan ini dapat dimanfaatkan sebagai reaktor daya untuk

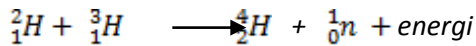


pembangkit tenaga listrik atau sebagai sumber neutron untuk penelitian. Reaktor pembiak dapat menghasilkan bahan bakar dari reaksi  $^{238}\text{U}$  dengan neutron dengan reaksi sebagai berikut :



### REAKSI PENGGABUNGAN INTI (REAKSI FUSSI)

Pada reaksi ini dua inti ringan bergabung membentuk satu inti yang lebih berat. Pada reaksi penggabungan inti juga dapat dilepaskan energi yang sangat besar. Contoh reaksi penggabungan inti :



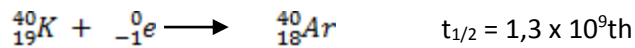
Reaksi penggabungan memiliki energi pengaktifan, yaitu terutama untuk mengatasi gaya tolak menolak antara kedua inti yang akan bergabung. Maka reaksi tersebut hanya mungkin terjadi pada suhu yang sangat tinggi (sekitar seratus juta derajat), yang pada suhu itu energi kinetik partikel dapat mengatasi gaya tolak menolaknya, inti dan elektron berupa plasma. Energi yang dihasilkan dari satu reaksi penggabungan inti secara berantai yang dapat menimbulkan ledakan termonuklir. Energi yang dapat dihasilkan dari satu kg hidrogen pada reaksi fusi setara dengan 20.000 ton batu-bara. Penggunaan dari reaksi fusi yang terkontrol adalah dalam reaktor nuklir pembangkit tenaga listrik. Berapa keuntungan dari reaktor fusi dibandingkan dengan reaktor fisi adalah :

1. Energi yang dihasilkan lebih tinggi
2. Relatif lebih bersih, karena hasil reaksi fusi adalah nuklida-nuklida yang stabil.

### APLIKASI REAKSI INTI DAN KERADIOAKTIFAN

1. **Reaksi inti** (reaksi Fisi dan reaksi Fusi) sebagai sumber penghasil energi untuk pembangkit tenaga listrik.
2. **Penentuan Umur (*Dating*) Batuan atau Fosil**

Didasarkan pada pengetahuan keradioaktifan dan laju peluruhannya yang tetap. Antara lain dikenal metode  $^{238}\text{U} - ^{206}\text{Pb}$ , metode  $^{40}\text{K} - ^{40}\text{Ar}$  dan metode  $^{14}\text{C}$ . Metode  $^{238}\text{U} - ^{206}\text{Pb}$  digunakan untuk menentukan umur batuan yang mengandung uranium. Berdasarkan angka banding kandungan  $^{238}\text{U}/^{206}\text{Pb}$  dan waktu paruh  $^{238}\text{U} = 4,5 \times 10^9$  tahun, umur batuan dapat ditentukan. Metode kalium-argon didasarkan pada reaksi peluruhan :



Dengan menentukan angka banding  $\frac{{}^{40}\text{K}}{{}^{40}\text{Ar}}$  yang terdapat dalam suatu batuan, maka batuan tersebut dapat ditentukan umurnya. Umur bahan-bahan yang berasal dari makhluk hidup (fosil), dapat ditentukan dengan mengukur keaktifan jenis  ${}^{14}\text{C}$  dalam fosil dibandingkan terhadap keaktifan jenis  ${}^{14}\text{C}$  yang terdapat pada tumbuhan yang masih hidup. Hal ini didasarkan pada reaksi pembentukan dan peluruhan  ${}^{14}\text{C}$  di alam.

Dengan anggapan bahwa konsentrasi  ${}^{14}\text{C}$  di udara dalam keadaan mantap dalam bentuk  ${}^{14}\text{CO}_2$ . Tumbuhan hidup berfotosintesis mengambil  ${}^{14}\text{CO}_2$  dari udara dan hewan hidup memakan hasil fotosintesis tersebut.

3. **Dalam Bidang** kedokteran, industri, dan analisis, misalnya:  $\text{P}^{32}$  digunakan untuk mempelajari penyerapan pospor dalam pupuk oleh tanaman, mempelajari fotosintesis pada tanaman ;  $\text{Na}^{24}$  dalam  $\text{NaCl}$  digunakan untuk diagnosa sirkulasi darah ;  $\text{I}^{131}$  untuk diagnosa fungsi kelenjar thiroid atau untuk terapi. Radiasi  $\text{Co}^{60}$  untuk penyembuhan tumor dan kanker ; Radiasi  $\text{Ra}$  untuk pemandulan hama jantan;  $\text{U}^{235}$  digunakan dalam reaktor nuklir (PLTN).

#### DAFTAR PUSTAKA

Rahayu, S.Y. dkk, (2016) *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi E Pedagogik: Media Pembelajaran SMA-Kimia, Profesional : Keseimbangan Kimia 1, Hidrolisis, Buffer, Kimia Unsur 1*, Jakarta : Pusat Pengembangan dan Pemberdayaan Pendidik dan Tenaga Kependidikan Ilmu Pengetahuan Alam (PPPPTK IPA)-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan.

PLPG 2017

**SUMBER BELAJAR PENUNJANG PLPG 2017**

**MATA PELAJARAN ILMU KIMIA**

**BAB 8**

**KIMIA DALAM KEHIDUPAN DAN PENCEMARAN LINGKUNGAN**



**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**  
**2017**

## BAB 8.

### KIMIA DALAM KEHIDUPAN DAN PENCEMARAN LINGKUNGAN

#### 1. Pengantar

Setelah belajar dengan sumber belajar penunjang ini, diharapkan pembaca mampu **mengidentifikasi** proses-proses reaksi-reaksi kimia yang terjadi dalam organisme hidup dan penerapannya dalam industri serta mampu memberikan contoh penggunaan senyawa kimia dalam kehidupan

#### 2. Kompetensi Inti

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

#### 3. Kompetensi Dasar

- 1.4 Memahami struktur (termasuk hubungan fungsional antar konsep) ilmu Kimia dan ilmu-ilmu lain yang terkait.

#### 4. Indikator Kompetensi

Setelah mempelajari ini, maka pembaca mampu

1. mengidentifikasi **dengan logis** proses-proses reaksi-reaksi kimia yang terjadi dalam organism hidup dan penerapannya dalam industri
2. memberikan contoh **dengan kreatif** penggunaan senyawa kimia dalam kehidupan (misal bidang kesehatan)
3. mengidentifikasi dan memberikan contoh **dengan kreatif** proses-proses reaksi-reaksi kimia yang terjadi dalam organism hidup dan penerapannya dalam industri
4. memahami **dengan logis** mengenai pengetahuan kimia lingkungan
5. memberikan contoh **secara kreatif** mengenai cara-cara untuk penanggulangan pencemaran lingkungan

#### 5. URAIAN MATERI

##### 5.1. PROSES BOKIMIA DALAM ORGANISME KEHIDUPAN

Metabolisme sangat penting bagi makhluk hidup untuk kelangsungan hidupnya. Metabolisme adalah segala proses reaksi kimia yang terjadi di dalam tubuh makhluk

hidup, mulai dari makhluk hidup bersel satu sampai makhluk hidup yang susunan tubuhnya sangat kompleks. Metabolisme merupakan pertukaran zat pada organisme yang meliputi proses fisika dan kimia, pembentukan, dan penguraian zat di dalam badan yang memungkinkan berlangsungnya hidup. Metabolisme terdiri atas dua proses sebagai berikut:

#### 1. Anabolisme

Anabolisme adalah proses-proses penyusunan energi kimia melalui sintesis senyawa-senyawa organik atau Anabolisme adalah pembentukan molekul-molekul kompleks dari molekul sederhana. Contoh Anabolisme pada proses fotosintesis yaitu suatu peristiwa penggabungan zat anorganik (seperti unsur C, H, dan O) menjadi zat organik berupa senyawa glukosa (karbohidrat), dengan menggunakan energi matahari.

#### 2. Katabolisme

Katabolisme adalah proses penguraian dan pembebasan energi dari senyawa-senyawa organik melalui proses respirasi. atau Katabolisme adalah penguraian molekul-molekul kompleks menjadi molekul-molekul sederhana. Contoh Katabolisme pada proses pernafasan ( respirasi) yaitu suatu proses menghasilkan energi yang diperlukan untuk memecah molekul kompleks menjadi molekul yang lebih sederhana, utamanya molekul gula sederhana menjadi karbondioksida dan uap air serta energi. **Dalam proses metabolisme sel makhluk hidup tersebut , terjadi reaksi oksidasi-reduksi (Redoks).** Kedua reaksi tersebut terjadi secara bersamaan (simultan) dan dipercepat dengan adanya enzim yaitu senyawa protein yang dapat mengatalisis reaksi-reaksi kimia dalam sel dan jaringan makhluk hidup. Enzim merupakan **biokatalisator (suatu protein yang bekerja secara spesifik).** **Contoh beberapa enzim dalam proses metabolisme** antara lain enzim **oksidase,, dehidrogenase, fosforilase, dan karboksilase.**

### 5.2 PENGGUNAAN SENYAWA KIMIA DALAM KESEHATAN

Peran penting ilmu kimia dalam bidang kesehatan, misalnya sudah dimulai saat pemeriksaan di laboratorium, untuk mendiagnosa penyakit hingga proses penyembuhan penyakit. Tak hanya itu, penyelesaian masalah-masalah kesehatan memerlukan analisis reaksi kimia organik yang kompleks dan pembuatan obat-obatan kimia membutuhkan kemampuan sintesis senyawa aktif dalam obat tersebut.

Beberapa **peranan penting penelitian dalam bidang Kimia Organik** diantaranya ialah:

1. Mensintesis berbagai jenis obat-obatan untuk beragam penyakit.
2. Mendesain obat-obatan yang dapat bekerja lebih efektif daripada sebelumnya .
3. Mengembangkan obat yang lebih selektif dan tepat sasaran untuk menyembuhkan penyakit.
4. Menentukan metode sintesis baru yang lebih efektif dalam membuat obat-obatan maupun senyawa antikuman.
5. Mengembangkan bahan-bahan kimia anti kuman .
6. Membuat metode analisis penyakit yang akurat hingga level molekular.

Obat-obatan merupakan salah satu bahan kimia yang sering berhubungan dengan manusia. Obat adalah benda atau zat yang dapat digunakan untuk merawat penyakit, membebaskan gejala, atau mengubah proses kimia dalam tubuh. Obat ialah suatu bahan atau paduan bahan-bahan yang dimaksudkan untuk digunakan dalam menetapkan diagnosis, mencegah, mengurangi, menghilangkan, menyembuhkan penyakit atau gejala penyakit, luka atau kelainan badaniah dan rohaniah pada manusia atau hewan dan untuk memperelok atau memperindah badan atau bagian badan manusia termasuk obat tradisional. Obat merupakan salah satu bahan kimia yang perkembangannya cukup pesat. Antibiotik juga merupakan salah satu jenis obat yang sering di gunakan. Berikut jenis-jenis obat yang banyak digunakan dalam upaya pencegahan dan penanganan penyakit , antara lain :

1. Obat antidiare

Obat diare bersifat adsorptif sehingga dapat menyerap racun dari dalam tubuh. Zat aktifnya berupa karbon aktif, silicon dioksida, kaolin, dan pectin selain itu dapat juga digunakan zat yang bersifat astringent yang dapat mengecilkan jaringan yang membuatnya pesat misalnya tannin yang terdapat dalam teh pekat atau daun jambu.

2. Antibiotik

Antibiotic merupakan zat yang diperoleh dari mikro organisme yang dapat menghambat atau membunuh mikro organisme lain

3. obat Analgesik dan Antipiretik atau pereda nyeri digunakan untuk menghilangkan rasa sakit dan nyeri. Contoh: paracetamol, aspirin. Obat-obatan yang termasuk analgesic dan antipiretik, diantaranya asetosal, asetaminofen, salisilamid, asam mefenamat, dan kafein;

4. Antihistamin (H1-receptor inhibitor) banyak ditambahkan dalam obat batuk dan flu untuk mengatasi pilek dan hidung tersumbat. Bahan ini secara tidak langsung juga memiliki efek antitussive. Contoh : Chlorpheniramine, dexbrompheniramine

#### 7. Obat Sakit Lambung

Sakit lambung atau sakit mag ringan dapat di obati dengan antasida, suatu obat yang dapat menetralkan asam lambung. Untuk mengatasi rasa kembung pada lambung digunakan senyawa simetikon, sedangkan untuk mengurangi kejang perut digunakan senyawa papaverina HCl.

**Bahan kimia yang sering digunakan untuk menanggulangi penyebaran suatu penyakit, misalnya**

1. pemberian bubuk abate di kolam dan bak mandi untuk memutuskan daur hidup nyamuk penyebar penyakit demam berdarah;
2. pemberian kaporit pada air sumber untuk membunuh kuman penyebab diare;
3. pengasapan (*fogging*) untuk membunuh nyamuk, kecoa, dan serangga pengganggu lainnya.

### **5.3 PENCEMARAN LINGKUNGAN**

#### **KIMIA LINGKUNGAN**

Kimia Lingkungan adalah bagian dari ilmu kimia yang membahas mekanisme perubahan kimia yang terjadi di lingkungan (udara, air, tanah) serta dampaknya bagi kehidupan. Sebagaimana sudah dijelaskan dimuka bahwa bahan kimia banyak digunakan dan bermanfaat dalam kehidupan untuk menjaga kesehatan lingkungan. Akan tetapi, bahan kimia juga dapat menyebabkan pencemaran lingkungan, seperti pencemaran udara, tanah, dan air.

Bahan kimia yang menyebabkan pencemaran lingkungan bisa berasal dari alam atau manusia. Pencemaran dari alam, misalnya letusan gunung api menyemburkan gas belerang dan gas asam arang ( $\text{CO}_2$ ) yang dapat membunuh manusia dan hewan. Pencemaran dari manusia dan alat-alatnya, misalnya kendaraan bermotor mengeluarkan gas karbon monoksida ( $\text{CO}$ ) dan gas timbal oksida ( $\text{PbO}$ ), pembusukan sampah dan bangkai yang menghasilkan gas  $\text{SO}_2$  dan fosfor. Gas  $\text{SO}_2$  dan  $\text{N}_2\text{O}_3$  yang dihasilkan pembusukan sampah dan sisa makhluk hidup merupakan bahan pencemar udara. Jika terkena hujan, kedua oksida ini akan menjadi asam ( $\text{H}_2\text{SO}_3$  dan  $\text{HNO}_3$ ) yang merupakan penyebab terjadinya hujan asam. Hujan asam bersifat sangat merusak lingkungan dan dapat mengakibatkan tanaman mati.



Pembuangan zat-zat berbahaya dapat menyebabkan pencemaran tanah. Misalnya, pembuangan bekas baterai akan menimbulkan polusi oleh air raksa. Pestisida yang disemprotkan atau ditanam dapat mengakibatkan pencemaran tanah. Pencemaran udara pun akhirnya akan menjadi pencemaran bagi tanah karena terbawa oleh hujan atau uap air di udara. Pencemaran air dari bahan kimia dapat berasal dari minyak, detergen, garam-garam dari logam berat, dan asam-asam organik.

### **PENCEMARAN UDARA**

Sebagian jenis gas dapat dipandang sebagai pencemar udara (terutama jika konsentrasi gas itu melebihi dari tingkat konsentrasi normal) baik gas yang berasal dari sumber alami atau sumber yang berasal dari kegiatan manusia. Meningkatnya konsentrasi salah satu komponen udara seperti Karbonmonoksida ( $\text{CO}$ ), Oksida belerang ( $\text{SO}_2$ ), Hidrokarbon ( $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ ), Oksida Nitrogen, dan Karbondioksida ( $\text{CO}_2$ ), meningkatnya CFC ( $\text{CCl}_3\text{F}$  dan  $\text{CCl}_2\text{F}_2$ ), dan terdapatnya zat asing yaitu partikulat-partikulat logam yang membahayakan bagi kesehatan antara lain : Pb (timbal), Cd (kadmium), Hg (raksa), dan Ni (Nikel) merupakan tanda bahwa udara telah tercemar.

Kenaikan jumlah pemakaian BBM, batu bara dan bahan bakar organik lainnya akan meningkatkan konsentrasi gas  $\text{CO}_2$  yang melampaui kemampuan tumbuhan-tumbuhan dan laut untuk mengabsorbsinya. Dengan meningkatnya konsentrasi gas  $\text{CO}_2$  di atmosfer, maka akan semakin banyak gelombang panas yang dipantulkan dari permukaan bumi diserap atmosfer (*global warming*). Hal ini akan mengakibatkan suhu permukaan bumi menjadi meningkat akibat proses *green house effect*. Peningkatan suhu bumi ini akan mengakibatkan adanya perubahan iklim yang sangat ekstrim di bumi. Menurut perhitungan simulasi, efek rumah kaca telah meningkatkan suhu rata-rata bumi 1-5 °C. Jika peningkatan suhu itu terus berlanjut, diperkirakan pada tahun 2040 lapisan es di kutub-kutub bumi akan habis meleleh memenuhi daratan. Gas lain yang juga mencemari udara adalah  $\text{SO}_x$  yang berasal dari bahan bakar minyak bumi, batubara (PLTU), Belerang dalam batubara berbentuk mineral besi pirit ( $\text{FeS}_2$ ) atau PbS, HgS, ZnS,  $\text{CuFeS}_2$  &  $\text{Cu}_2\text{S}$ . dan dari industri logam. Gas ini di udara akan bereaksi dengan uap air membentuk asam sulfat maupun asam sulfat penyebab hujan asam. Pada konsentrasi 6 – 12 ppm  $\text{SO}_2$  bersifat iritan kuat bagi kulit & selaput lendir.

CFC pernah digunakan secara luas sebagai pendingin dalam kulkas dan sebagai pendorong dalam kaleng aerosol. Para ahli menemukan bahwa dalam waktu kira-kira 5 tahun, CFC secara bertahap bergerak naik ke dalam lapisan stratosfer (10 – 50 km). Molekul CFC tersebut akan terurai setelah bercampur dengan sinar UV, dan membebaskan atom Klorin. Atom klorin ini mampu memusnahkan ozon dan menghasilkan lubang ozon di mana mereka merusak lapisan ozon sebagai lapisan yang melindungi Bumi dari radiasi matahari yang berbahaya. Sebagai hasil kerusakan, lubang-lubang mulai muncul di lapisan ozon di atas Kutub Selatan setiap musim panas, semakin besar setiap tahun. CFC juga bisa menyebabkan pemanasan global. Satu molekul CFC-11

misalnya, memiliki potensi pemanasan global sekitar 5000 kali lebih besar ketimbang sebuah molekul karbon dioksida. Di Indonesia, manifestasi pemanasan global, antara lain, terganggunya siklus hidro-orologis yang telah merusak sebagian besar sumber daya air (SDA) di Indonesia. Juga, meluasnya areal lahan kering. Juga, meluasnya lahan yang tidak bisa ditanami sebagai akibat terjangan intrusi air laut.

Pengendalian pencemaran yang dapat dilakukan meliputi pengendalian pada sumber pencemar dan pengenceran sehingga senyawa pencemar itu tidak berbahaya lagi baik untuk lingkungan fisik dan biotik maupun untuk kesehatan manusia. Pengendalian senyawa pencemar pada sumber merupakan upaya yang paling berhasil-guna bahkan pengendalian ini dapat menghilangkan atau paling sedikit mengurangi kadar senyawa pencemar dalam aliran udara atau fasa yang dibebaskan ke lingkungan. Pengendalian pencemaran oleh pabrik yang membuang gas dan debu berbahaya ke udara bisa menggunakan alat Cottrell atau menara percik atau siklon basah yang dapat mengurangi kandungan debu dengan rentang ukuran diameter 10-20 mikron dan gas yang larut dalam air.

Upaya penanggulangan terjadinya *greenhouse effect* misalnya adalah dengan cara mengurangi sebanyak mungkin pemakaian bahan bakar fosil dan mencari sumber energi alternative yang bersih, reboisasi pada hutan-hutan yang gundul sebagai upaya peningkatan penyerapan gas asam arang, dan peningkatan kepedulian lingkungan. Karbon, dalam bentuk  $\text{CO}_2$  juga dapat dihilangkan dari atmosfer oleh proses kimia, dan disimpan dalam mineral karbonat. Proses ini dikenal sebagai 'penyerapan karbon oleh mineral karbonasi'. Proses melibatkan reaksi antara karbon dioksida dengan oksida logam, baik magnesium oksida ( $\text{MgO}$ ) atau kalsium oksida ( $\text{CaO}$ ) yang terjadi secara alami untuk membentuk karbonat stabil.  $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$  dan  $\text{MgO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3$

### **PENCEMARAN AIR**

Dewasa ini pencemaran air merupakan masalah global dan dibutuhkan evaluasi dan revisi kebijakan sumber daya air pada semua tingkatan (dari tingkat internasional hingga sumber air pribadi dan sumur). Pencemaran air merupakan penyebab terbesar untuk kematian dan penyakit.khususnya di negara berkembang.

Air disebut tercemar karena terganggu oleh proses kontaminan antropogenik serta tidak menjadi pendukung kehidupan manusia, seperti air minuman, dan mengalami pergeseran yang signifikan yang ditandai dalam kemampuannya untuk mendukung

menyusun komunitas biotik, seperti kehidupan ikan, fenomena alam seperti banjir, gunung berapi, tanah longsor, ledakan alga, binasanya ikan, tergerusnya kehidupan terumbu karang, badai, serta beberapa peristiwa bencana-bencana yang lain yang menyebabkan perubahan yang besar dalam kualitas air dan status ekologi air. Beberapa pencemaran air, yaitu

1. Pencemaran mikroorganisme dalam air sebagai penyebab penyakit pada makhluk hidup seperti bakteri, virus, protozoa dan paras.
2. Pencemaran air oleh pupuk pertanian . Penggunaan pupuk nitrogen dan fosfat pada bidang pertanian telah dilakukan sejak dulu dan meluas. Pupuk kimia ini dapat mencemari sungai dan perairan .
3. Pencemaran oleh bahan kimia anorganik seperti garam dan asam yang bersifat korosif dan bahan toksik logam seperti timbale, cadmium, merkuri dalam kadar tinggi yang dapat menyebabkan penyakit/ kelainan pada makhluk hidup.
4. Pencemar bahan kimia organik seperti plastik, minyak, insektisida , larutan pembersih, detergen dan beberapa bahan kimia yang bersifat organik yang dapat terlarut dalam air dapat digunakan manusia tetapi dapat menyebabkan kematian pada ikan maupun organism yang hidup di air.

#### **PENCEMARAN TANAH**

Pencemaran tanah dapat terjadi dengan 3 cara, yaitu :

1. Pencemaran secara langsung, sebagaimana pada pencemaran air terjadi akibat penggunaan pupuk yang berlebihan, penggunaan pestisida dan insektisida yang berlebihan, ditambah dengan pembuangan sampah plastik sembarangan.
2. Pencemaran tanah melalui udara

Pencemaran tanah juga dapat terjadi akibat tercemar polutan-polutan dari udara terserap oleh tanah bersama-sama dengan air hujan. Akibatnya kehidupan organisme tanah akan terganggu.

3. Pencemaran tanah melalui air

Pencemaran tanah juga dapat terjadi karena air buangan dan air hujan semuanya akan jatuh ke permukaan tanah dan meresap ke dalam tanah. Apabila air buangan mengandung zat-zat pencemar, maka partikel-partikel pencemar yang ada dalam air akan mengubah struktur tanah, sehingga akan mengganggu kehidupan organisme tanah.

Pencemaran tanah merupakan kondisi dimana bahan kimia buatan manusia masuk ke lingkungan tanah alami. Pencemaran tersebut disebabkan kebocoran limbah cair, pembuangan cairan dari pabrik pengolahan sampah, batik, cat, fasilitas komersial seperti penggunaan pestisida, kecelakaan kendaraan mengangkut minyak zat kimia atau limbah air, seperti limbah rumah sakit, limbah lain yang mengandung bahan kimia yang langsung dibuang ke tanah yang tidak memenuhi syarat (illegal dumping) Ketika suatu zat yang berbahaya dan beracun telah mencemari ke permukaan tanah kemudian menguap, tersapu air hujan dan masuk ke tanah. Pencemaran yang masuk ke dalam tanah akan terendap beberapa hari atau berbulan-bulan sebagai zat kimia yang beracun dalam tanah. Zat beracun di dalam tanah bisa berdampak langsung kepada manusia ketika ia bersentuhan langsung atau dapat mencermari air tanah dan udara di atasnya.

Efek yang ditimbulkan oleh pencemaran tanah adalah:

1. **Pada kesehatan.** Dampak penceraman tanah ini akan menimbulkan berbagai banyak penyakit, contohnya bila anak anda terkena timbal maka akan mengakibatkan kerusakan pada otak, pada orang dewasa bisa terkena kerusakan ginjal.
2. **Pada ekosistem.** Perubahan kimiawi tanah yang radikal ini akan menimbulkan berbagai hal, seperti perubahan metabolisme dari mikroorganisme endemik serta antropoda yang hidup pada lingkungan tanah tersebut. Pencemaran tanah ini juga akan menurunkan hasil pertanian.

Upaya untuk mengurangi dampak yang ditimbulkan oleh pencemaran tanah jauh lebih sulit dibandingkan dengan penanggulangan pencemaran air dan udara . Penanganan pencemaran tanah jauh lebih mahal dan sulit, karena untuk membersihkan langsung lokasi pasti kesulitan. Hal yang paling memungkinkan dilakukan adalah dengan cara mengurangi sebanyak mungkin pemakaian sampah plastic, mengurangi sumber-sumber pencemar air dan udara dan melakukan bioremediasi yaitu model pembersihan pencemaran tanah dengan menggunakan jamur/ bakteri, tujuannya adalah untuk memecah atau mendegradasi zat pencemar menjadi bahan agar tidak beracun yang berupa karbon dioksida dan air.

## DAFTAR PUSTAKA

Kurniasih, dkk, (2016) *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi H Pedagogik: Komunikasi Efektif, Profesional : Koloid, Kimia Unsur 4, Polimer*, Jakarta : Pusat Pengembangan dan Pemberdayaan Pendidik dan Tenaga Kependidikan Ilmu Pengetahuan Alam (PPPPTK IPA)-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan

Kurniasih, dkk, (2016) *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi I Pedagogik: Pengembangan Perancangan Pembelajaran, Profesional : Karbohidrat, Protein, dan Lemak*, Jakarta : Pusat Pengembangan dan Pemberdayaan Pendidik dan Tenaga Kependidikan Ilmu Pengetahuan Alam (PPPPTK IPA)-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan