

MODUL SAKTI UTBK

SBMPTN

KIMIA

RINGKASAN SUPERLENGKAP
FULL RUMUS SAKTI
HAFALAN SUPERCEPAT

KIMIA

Bab 1

Stoikiometri

A. Massa Atom Relatif (A_r)

Massa atom relatif suatu unsur adalah perbandingan antara massa 1 atom dari unsur tersebut dengan massa 1 atom dari ^{12}C .

Rumus massa atom relatif:

$$A_r \text{ unsur A} = \frac{\text{massa rata-rata 1 atom unsur A}}{\frac{1}{12} \text{ massa 1 atom } ^{12}\text{C}}$$

B. Massa Molekul Relatif (M_r)

Massa molekul relatif dari suatu senyawa adalah perbandingan massa rata-rata 1 molekul dari senyawa tersebut dengan massa 1 atom ^{12}C .

Rumus massa molekul relatif:

$$M_r \text{ A} = \frac{\text{massa rata-rata 1 molekul senyawa A}}{\frac{1}{12} \text{ massa 1 atom } ^{12}\text{C}}$$

C. Konsep Mol

1. Satu mol merupakan satuan banyaknya partikel dari suatu zat. Dengan kata lain, mol merupakan penyederhanaan dari jumlah partikel (L) dari suatu zat.

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol zat} &= L \text{ partikel} \\ &= 6,02 \times 10^{23} \text{ partikel} \end{aligned}$$

2. Massa 1 mol dari suatu atom atau molekul (massa molar) A sebanding dengan A_r atau M_r dari unsur atau senyawa tersebut.

$A_r \cdot \text{mol} = \text{massa 1 mol unsur X}$

$M_r \cdot \text{mol} = \text{massa 1 mol senyawa X}$

Sehingga dapat dirumuskan:

$$\begin{aligned} \text{mol unsur (n)} &= \frac{m}{A_r} \\ \text{mol senyawa (n)} &= \frac{m}{M_r} \end{aligned}$$

3. Karena 1 mol zat mengandung $6,02 \times 10^{23}$ partikel maka rumus mol unsur A atau mol senyawa A dapat dituliskan:
(N = Jumlah partikel zat A)

$$n = \frac{N}{6,02 \times 10^{23}}$$

4. Keadaan standar (STP = Standart Temperature and Pressure) adalah keadaan lingkungan pada suhu 0°C dan tekanan 1 atm. Volume 1 mol gas dalam keadaan standar (STP) atau disebut volume molar gas, besarnya adalah 22,4 liter. Jika V_x = volume suatu gas A pada kondisi standar, sedangkan V_m = volume 1 mol gas pada kondisi standar (22,4 liter) maka:

$$n = \frac{V_x}{V_m} \cdot 1 \text{ mol X}$$

atau

$$V_x = n \cdot V_m$$

$$V_x = n \cdot 22,4 \text{ liter}$$

D. Kesimpulan Konsep Praktis Mol

Data	Rumus
Massa (gram)	$\text{mol} = \frac{\text{gram}}{M_r}$
Jumlah partikel (atom atau molekul)	$\text{mol} = \frac{\text{jumlah partikel}}{6,02 \times 10^{23}}$
Volume (liter)	
Keadaan standar (STP) $T = 0^\circ\text{C}$, $P = 1 \text{ atm}$	$\text{mol} = \frac{V}{22,4}$
Keadaan tidak standar ($T \neq 0^\circ\text{C}$, $P \neq 1 \text{ atm}$) $R = 0,082 \text{ L.atm/mol.K}$ $T = \text{suhu (Kelvin)}$	$\text{mol} = \frac{PV}{RT}$

Rumus Praktis:

$$\text{mol} = \frac{\text{gram}}{M_r} = \frac{V}{22,4} = \frac{PV}{RT} = \frac{N}{6,02 \times 10^{23}}$$

Keterangan:

m : massa unsur/senyawa (gram)
 N : jumlah partikel
 V : volume partikel

E. Hukum-hukum Dasar Kimia

a. Hukum Proust

Perbandingan massa unsur-unsur dalam suatu senyawa adalah tetap.

Pada senyawa A_xB_y berlaku:

Rumus Praktis:

$$\frac{(x) \cdot \text{Ar A}}{M_r \cdot A_xB_y} = \frac{\text{massa A}}{\text{massa } A_xB_y} = \frac{\% \text{ Ar A}}{\% A_xB_y}$$

Rumus di atas digunakan untuk:

1. Menentukan jumlah atom suatu unsur dalam suatu senyawa.
2. Menentukan massa unsur dalam suatu senyawa.
3. Menentukan kadar (%) unsur dalam suatu senyawa.

4. Menentukan kandungan air dalam senyawa hidrat.
5. Menentukan kemurnian suatu zat atau unsur dalam senyawa.

b. Hukum Lavoisier

- Hukum Lavoisier menyatakan, "Dalam suatu reaksi kimia, massa zat-zat yang bereaksi adalah SAMA DENGAN massa zat-zat hasil reaksi dan berlaku untuk semua reaksi kimia".
- Selama reaksi kimia berlangsung, tidak ada materi yang hilang maupun terbentuk.

c. Hukum Gay Lussac

- Hukum Gay Lussac menyatakan, "Volume gas-gas yang bereaksi dan volume gas-gas hasil reaksi, jika diukur pada suhu dan tekanan yang sama akan berbanding sebagai bilangan bulat dan sederhana".
- Hukumnya dirumuskan sebagai berikut:

$$\frac{n \text{ gas 1}}{n \text{ gas 2}} = \frac{V \text{ gas 1}}{V \text{ gas 2}}$$

n : mol gas

V : volume gas

d. Hukum Avogadro

- Avogadro menyatakan, "Pada suhu dan tekanan yang sama, gas yang mempunyai volume yang sama mengandung jumlah molekul yang sama".
- Dalam 1 mol senyawa mengandung $6,02 \times 10^{23}$ molekul (dinamakan bilangan Avogadro dengan lambang N)

e. Hukum Dalton

Dalton mengatakan bahwa "Senyawa adalah ikatan kimia dari dua jenis atom atau lebih dengan perbandingan tertentu".

F. Konsentrasi Larutan

Konsentrasi larutan menyatakan banyaknya zat terlarut dalam suatu larutan.

- Untuk larutan pekat g konsentrasi zat terlarutnya banyak, sedangkan konsentrasi pelarutnya sedikit.
- Untuk larutan encer g konsentrasi zat terlarutnya sedikit, sedangkan konsentrasi pelarutnya banyak.

a. Molaritas (M)

Molaritas menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam setiap satu liter larutan.

$$M = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{liter larutan}} = \frac{n}{V}$$

Jika volume larutan dinyatakan dalam mililiter (ml) maka rumus molaritas dapat dinyatakan dengan:

$$M = n \times \frac{1.000}{V} \quad \text{atau} \quad M = \frac{m}{Mr} \times \frac{1.000}{V}$$

Keterangan:

M : molaritas

n : mol

V : volume pelarut (ml)

m : massa zat terlarut (gr)

Mr : massa molekul relatif (gr/mol)

Jika dilakukan pengenceran larutan maka berlaku, "Mol zat terlarut sebelum pengenceran sama dengan mol zat terlarut sesudah pengenceran".

$$n_1 = n_2 \\ V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$$

Keterangan:

V₁ : Volume sebelum pengenceran

M₁ : Molaritas sebelum pengenceran

V₂ : Volume setelah pengenceran

M₂ : Molaritas setelah pengenceran

Jika dilakukan pencampuran maka berlaku rumus:

$$M_{\text{campuran}} = \frac{V_A \cdot M_A + V_B \cdot M_B}{V_A + V_B}$$

Keterangan:

V_A : volume zat A

V_B : volume zat B

M_A : molaritas zat A

M_B : molaritas zat B

b. Molalitas (m)

Molalitas menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam 1.000 gram pelarut.

$$m = \frac{\text{gr}}{\text{Mr}} \times \frac{1.000}{P}$$

Keterangan:

m : molalitas

gr : massa zat terlarut

P : massa zat pelarut

Mr : massa molekul relatif

c. Fraksi Mol (x)

Fraksi mol suatu zat menunjukkan perbandingan jumlah mol zat terlarut atau zat pelarut dengan jumlah mol larutan.

Rumus:

$$x_a = \frac{n_a}{n_a + n_b} \quad \text{atau} \quad x_b = \frac{n_b}{n_a + n_b}$$

Keterangan:

n : mol zat yang terlarut

x_a : fraksi mol zat terlarut

x_b : fraksi mol zat pelarut

Ingat!!! x_a + x_b = 1

d. Persen Volume

Persen volume menyatakan jumlah liter zat terlarut dalam 100 liter larutan.

$$\%V = \frac{V_1}{V_1 + V_2} \times 100\%$$

Keterangan:

%V : persen volume

V_1 : volume zat terlarut

V_2 : volume zat pelarut

e. Persen Berat

Persen berat menyatakan jumlah gram zat terlarut dalam 100 gram larutan.

Rumus:

$$\%W = \frac{W_1}{W_1 + W_2} \times 100\%$$

Keterangan:

%W: persen berat

W_1 : berat zat terlarut

W_2 : berat zat pelarut

f. Normalitas (N)

Normalitas menyatakan jumlah ekivalen zat terlarut dalam 1 liter larutan.

$$N = \frac{ek}{V} = m \times a$$
$$= \frac{g}{Mr} \times \frac{1.000}{V} \times a$$

Keterangan:

N : normalitas larutan

ek : ekivalen zat terlarut

M : molaritas

a : valensi (banyaknya muatan ion)

Jika dilakukan pengenceran, berlaku rumus:

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

Jika dilakukan penetralan berlaku rumus:

$$V_{\text{asam}} \cdot N_{\text{asam}} = V_{\text{basa}} \cdot N_{\text{basa}}$$

Untuk reaksi redoks berlaku rumus:

$$V_{\text{oksidator}} \cdot N_{\text{oksidator}} = V_{\text{reduktor}} \cdot N_{\text{reduktor}}$$

g. Kandungan Air Kristal

Untuk senyawa hidrat $A_xB_y \cdot nH_2O$ berlaku:

Rumus Praktis:

$$n = \frac{\text{Mol } H_2O}{\text{Mol } A_xB_y}$$

Rumus Molekul dan Empiris

- Rumus molekul, yaitu rumus yang menyatakan jenis dan jumlah atom sebenarnya yang menyusun satu molekul.
- Rumus empiris adalah rumus yang menyatakan jenis dan perbandingan paling sederhana atom-atom penyusun satu molekul.

Contoh:

ZAT	RM	RE
Glukosa	$C_6H_{12}O_6$	$(CH_2O)_n$
Etena	C_2H_4	$(CH_2)_n$
Etana	C_2H_6	$(CH_3)_n$
Benzena	C_6H_6	$(CH)_n$
Mr RM = n x Mr RE		

Catatan: RM = Rumus Molekul

RE = Rumus Empiris

H. Persamaan Reaksi dan Hitungan Kimia

Pada persamaan reaksi yang setara, perbandingan koefisien reaksi sama dengan:

- Perbandingan mol.
- Perbandingan volume (khusus reaksi gas, pada P dan T sama).
- Untuk reaksi elektrolit : $A + B \rightarrow C$, berlaku:

Rumus Praktis:

$$(\text{mol} \times \text{val})A = (\text{mol} \times \text{val})B$$

Bab 2

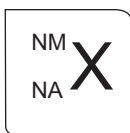
Struktur Atom & Sistem Periodik

A. Partikel Subatom

Partikel	Muatan	Massa	Letak
Proton (p)	+1	1 sma	Dalam inti
Elektron (e)	-1	0 sma	Luar inti
Neutron (n)	0	1 sma	Dalam inti

Catatan: sma (Satuan Massa Atom) yang setara dengan $1,6 \times 10^{-24}$ gr (massa atom hidrogen)

B. Notasi Atom suatu Unsur



X = lambang unsur
 NA = nomor atom = p
 NM = nomor massa = p + n
 n = NM - NA

Untuk unsur netral, jumlah proton (p) SAMA DENGAN jumlah elektron (e). Namun, apabila atom mempunyai muatan ion maka jumlah elektron tergantung dari jumlah ion.

- Apabila muatan ionnya POSITIF maka jumlah elektronnya adalah jumlah proton DIKURANGI jumlah muatan ionnya.
- Apabila muatan ionnya NEGATIF maka jumlah elektronnya adalah jumlah proton DITAMBAH jumlah muatan ionnya.

C. Muatan Ion Atom

Atom yang mempunyai muatan listrik disebut ion. Jenis muatan listrik ion ada dua, yaitu:

- Ion atom bermuatan negatif (anion)
 Atom bermuatan negatif terjadi ketika atom menerima elektron dari atom unsur

lain, akibatnya atom kelebihan elektron (bermuatan negatif) sehingga atom bermuatan negatif.

- Ion atom bermuatan positif (kation)
 Atom bermuatan positif terjadi ketika atom melepas sejumlah elektronnya, akibatnya di dalam atom jumlah proton (muatan positif) lebih banyak daripada jumlah elektron.

No	Notasi Atom	Jumlah Partikel
1	${}^{14}_{7}\text{N}$	p = 7 ; e = 7 n = 14 - 7 = 7
2	${}^{56}_{26}\text{Fe}$	p = 26 ; e = 26 n = 56 - 26 = 30
3	${}^{56}_{26}\text{Fe}^{3+}$ Melepas 3 elektron	p = 26 e = 26 - 3 = 23 n = 56 - 26 = 30
4	${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$ Menerima 2 elektron	p = 16 e = 16 + 2 = 18 n = 32 - 16 = 16

D. Isotop, Isobar, Isoton, dan Isoelektron

- Isotop**, yaitu atom-atom dengan nomor atom sama, namun nomor massanya berbeda (jumlah proton sama, jumlah neutron beda).

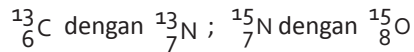
Contoh:



- Isobar**, yaitu atom-atom dengan nomor atom berbeda, namun nomor massa sama

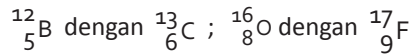
(jumlah proton beda, jumlah neutron beda, namun jumlah proton + neutron sama).

Contoh:



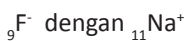
- c. **Isoton**, yaitu atom-atom dengan jumlah neutronnya sama.

Contoh:



- d. **Isoelektron**, yaitu atom-atom yang jumlah elektronnya sama.

Contoh:



Cara Praktis Menghafal

- IsotoP → Proton sama
- IsobAR → massa Atom Relatif sama
- IsotoN → Neutron sama
- Isoelektron → Elektron sama

E. Perkembangan Teori Atom

1. Democritus (400 SM)

Democritus bersama Leucippus mengembangkan teori tentang penyusunan suatu materi. Mereka mengatakan bahwa “Jika suatu materi dibagi menjadi bagian-bagian kecil secara terus-menerus maka akan berakhir pada suatu partikel yang tidak dapat dibagi lagi”.

Partikel tersebut mereka namakan atom. Istilah atom diambil dari bahasa Yunani, yaitu atomos (a = tidak ; tomos = terbagi).

2. Dalton (1803)

Teori model atom Dalton, yaitu:

- Atom adalah bagian terkecil dari suatu materi yang tidak dapat dipecah lagi.
- Atom berbentuk bola pejal yang tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan dengan reaksi kimia biasa.

- Tiap unsur terdiri atas atom yang sejenis dan berbeda dengan unsur lainnya.
- Atom-atom dapat mengalami penggabungan, pemisahan, atau penyusunan kembali dengan reaksi kimia.

3. J.J. Thomson (1897)

Model atom Thomson dikenal dengan istilah “Model atom roti kismis”. Ia mengatakan bahwa bentuk atom seperti bola pejal bermuatan positif (proton) dengan elektron tersebar merata di dalamnya seperti kismis yang tersebar di atas roti.

4. Rutherford (1911)

Teori atom Rutherford menyatakan bahwa atom terdiri atas inti atom yang bermuatan positif dan elektron (bermuatan negatif) yang berputar di sekelilingnya seperti planet mengelilingi matahari sehingga atom bersifat netral.

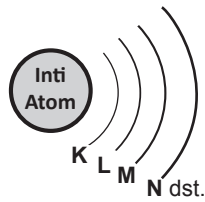
5. Neils Bohr (1913)

Bohr hanya menambahkan penjelasan dari model atom Rutherford. Bohr menyatakan bahwa elektron bergerak mengelilingi inti dengan menempati lintasan (kulit) yang memiliki tingkatan energi tertentu.

Elektron tersebut tidak memancarkan gelombang elektromagnetik dan hanya dapat berpindah dari satu lintasan ke lintasan lain dengan cara menyerap atau melepas energi.

F. Teori Atom Modern

- Kedudukan elektron dalam atom tidak dapat ditentukan dengan pasti, yang dapat ditentukan hanya kebolehjadian elektron menempati suatu tempat pada suatu daerah tertentu pada kulit atom yang disebut orbital.
- Orbital pada kulit atom memiliki tingkat-tingkat tertentu karena setiap orbital memiliki tingkat energi tertentu.



Kedudukan elektron dalam atom dinyatakan dengan 4 bilangan kuantum:

1. Bilangan Kuantum Utama (n) menyatakan lintasan/kulit/tingkat energi elektron. Makin dekat dengan kulit maka tingkat energi elektronnya makin rendah.
Kulit K $\rightarrow n = 1$, Kulit L $\rightarrow n = 2$, Kulit M $\rightarrow n = 3$
Kulit N $\rightarrow n = 4$, Kulit O $\rightarrow n = 5$, Kulit P $\rightarrow n = 6$
2. Bilangan Kuantum Azimut (l) menyatakan subkulit/subtingkat energi elektron.
Subkulit s $\rightarrow l = 0$; subkulit p $l = 1$;
Subkulit d $\rightarrow l = 2$; subkulit f $l = 3$
3. Bilangan Kuantum Magnetik (m) menyatakan di orbital mana kemungkinan elektron terdapat di dalamnya.
Subkulit s $\rightarrow l = 0$
 $\rightarrow m = 0$ (1 orbital)
Subkulit p $\rightarrow l = 1$
 $\rightarrow m = -1, 0, +1$ (3 orbital)
Subkulit d $\rightarrow l = 2$
 $\rightarrow m = -2, -1, 0, +1, +2$ (5 orbital)
Subkulit f $\rightarrow l = 3$
 $\rightarrow m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ (7 orbital)
4. Bilangan Kuantum Spin (s) menyatakan arah rotasi elektron.
 $s = +1/2$ g arah elektron \uparrow
 $s = -1/2$ g arah elektron \downarrow

6. Konfigurasi Elektron

- Aturan Aufbau:** "Pengisian elektron dimulai dari tingkat energi paling rendah ke yang lebih tinggi".

Cara praktis membuat urutan tingkat energi, yaitu:

1. Tulis subkulit dengan pola:
ss p s p s d p s d p s f d p s f d p s

2. Tulis nomor kulit (dimulai dari subkulit s: 1 sampai 8, subkulit p: 2 sampai 7, subkulit d: 3 sampai 6, dan subkulit f: 4 sampai 5):

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s
4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p 8s

3. Tulislah jumlah elektron:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$
 $5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$
 $8s^2$

- Aturan Hund:** "Pengisian elektron pada orbital suatu subkulit tidak boleh langsung berpasangan, tetapi harus masuk satu per satu setelah semua terisi baru boleh berpasangan."

Pengisian salah:

$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$		
----------------------	----------------------	----------------------	--	--

Pengisian benar:

$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow
----------------------	------------	------------	------------	------------

- Aturan Pauli:** "Dalam satu atom tidak boleh ada elektron yang keempat bilangan kuantumnya sama".

Contoh:

4 elektron pada $3p^4$ g a b c d

$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow
----------------------	------------	------------	------------

BK	a	b	c	d
n	3	3	3	3
l	1	1	1	1
m	-1	-1	0	+1
s	$+\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$

(pasti ada bilangan kuantum yang berbeda pada setiap atom)

Contoh membuat konfigurasi elektron:

1. $^{16}_{16}\text{S}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
2. $^{22}_{22}\text{Ti}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
3. $^{38}_{38}\text{Sr}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$

Konfigurasi "Cara Gas Mulia":

1. $^{16}_{16}\text{S}$: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
2. $^{22}_{22}\text{Ti}$: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$
3. $^{38}_{38}\text{Sr}$: $[\text{Kr}] 5s^2$

H. Sistem Periodik Unsur

Cara praktis menghafal unsur-unsur dalam Sistem Periodik Unsur, yaitu:

Golongan IA (Gol. Alkali)	Golongan IIA (Gol. Alkali Tanah)
<u>H</u> ari (H)	
<u>L</u> ibur (Li)	<u>B</u> ecak (Be)
<u>N</u> anti (Na)	<u>M</u> ogok (Mg)
<u>K</u> ita (K)	<u>C</u> ari (Ca)
<u>R</u> obohkan (Rb)	<u>S</u> erep (Sr)
<u>C</u> aesar (Cs)	<u>B</u> an (Ba)
<u>F</u> iraun (Fr)	<u>R</u> adial (Ra)

Golongan IIIA (Gol. Boron)	Golongan IVA (Gol. Karbon)
<u>B</u> ang (B)	<u>C</u> ewek (C)
<u>A</u> li (Al)	<u>S</u> ingapura (Si)
<u>G</u> anteng (Ga)	<u>G</u> enit (Ge)
<u>I</u> ndah (In)	<u>S</u> enang (Sn)
<u>T</u> erbelalak (Tl)	<u>P</u> akai <u>b</u> edak (Pb)

Golongan VA (Gol. Nitrogen)	Golongan VIA (Gol. Kalkogen)
<u>N</u> enek (N)	<u>O</u> rang (O)
<u>P</u> eot (P)	<u>S</u> emarang (S)
<u>A</u> sal (As)	<u>S</u> enang (Se)
<u>S</u> ubang (Sb)	<u>T</u> eh (Te)
<u>B</u> ingung (Bi)	<u>P</u> oci (Po)

Golongan VIIA (Gol. Halogen)	Golongan VIIIA (Gol. Gas Mulia)
<u>F</u> ilm (F)	<u>H</u> eboh (He)
<u>C</u> harles (Cl)	<u>N</u> egara (Ne)
<u>B</u> ronson (Br)	<u>A</u> rab (Ar)
<u>I</u> daman (I)	<u>K</u> arena (Kr)
<u>A</u> ti (At)	<u>X</u> erangan (Xe)
	<u>R</u> anjau (Rn)

Menentukan letak golongan dan periode suatu unsur:

- Golongan : - Kolom vertikal.
 - Pengelompokan berdasarkan jumlah elektron valensi.
 - Unsur segolongan sifat kimianya mirip.
- Periode : - Kolom horizontal.

- Pengelompokan berdasarkan kulit terluar yang terisi elektron.

1. Golongan Utama (A)

Blok	Elektron Valensi	Golongan
s	ns^1	IA
	ns^2	IIA
p	$ns^2 np^1$	IIIA
	$ns^2 np^2$	IVA
	$ns^2 np^3$	VA
	$ns^2 np^4$	VIA
	$ns^2 np^5$	VIIA
	$ns^2 np^6$	VIIIA

2. Golongan Transisi (B)

Blok	Elektron Valensi	Golongan
d	$ns^1 (n-1)d^{10}$	IB
	$ns^2 (n-1)d^{10}$	IIB
	$ns^2 (n-1)d^1$	IIIB
d	$ns^2 (n-1)d^2$	IVB
	$ns^2 (n-1)d^3$	VB
	$ns^2 (n-1)d^4$	VIB
	$ns^2 (n-1)d^5$	VIIIB
	$ns^2 (n-1)d^6$	VIIIB
	$ns^2 (n-1)d^7$	VIIIB
	$ns^2 (n-1)d^8$	VIIIB

Contoh:

- ${}_{11}\text{Na} : [{}_{10}\text{Ne}] 3s^1 \rightarrow$ golongan IA, periode 3
- ${}_{17}\text{Cl} : [{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^5 \rightarrow$ golongan VIIA, periode 3
- ${}_{23}\text{Ti} : [{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^3 \rightarrow$ golongan VB, periode 4
- ${}_{30}\text{Zn} : [{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d_{10} \rightarrow$ golongan II B, periode 4

I. Sifat-sifat Periodik Unsur

- Jari-jari atom** \rightarrow jarak antara inti dengan elektron pada kulit paling luar.
Pada satu golongan: makin ke bawah, makin besar.
Pada satu periode: makin ke kiri, makin kecil.

2. **Energi ionisasi** → energi yang dibutuhkan untuk melepaskan elektron paling luar.

Pada satu golongan: makin ke bawah, makin kecil.

Pada satu periode: makin ke kanan, makin besar, kecuali golongan: IIA > IIIA, dan VA > VIA.

3. **Afinitas elektron** → energi yang dilepaskan jika atom netral menerima elektron.

Pada satu golongan: makin ke bawah, makin kecil.

Pada satu periode: makin ke kanan makin besar, tetapi paling besar VIIA bukan VIIIA.

Perkecualian golongan: IA > IIA, IVA > VA, dan VIIA > VIIIA

4. **Elektronegatifitas** → kemampuan atom untuk menarik atau melepaskan elektron.

Pada satu golongan: makin ke bawah, makin kecil.

Pada satu periode: makin ke kanan makin besar, tetapi paling besar VIIA bukan VIIIA.

5. **Sifat logam** → makin mudah melepas elektron, makin kuat sifat logamnya.

Pada satu golongan: makin ke bawah, makin besar.

Pada satu periode: makin ke kanan, makin kecil.

6. **Sifat reduktor** → kemampuan untuk mereduksi unsur lain. Makin mudah melepas elektron, sifat reduktornya makin kuat.

Pada satu golongan: makin ke bawah, makin besar.

Pada satu periode: makin ke kanan, makin kecil.

7. **Sifat oksidator** → kemampuan mengoksidasi unsur lain. Makin mudah menangkap elektron, sifat oksidatornya makin kuat.

Pada satu golongan: makin ke bawah, makin kecil.

Pada satu periode: makin ke kanan, makin besar, tetapi paling besar VIIA.

Ikatan Kimia

A. Ikatan Ion (Elektrovalen)

a. Ikatan Ion

Ikatan ion adalah ikatan kimia antardua unsur atau lebih yang terjadi karena adanya serah terima elektron. Umumnya terjadi antara unsur elektropositif (unsur logam) dengan elektronegatif (unsur nonlogam).

Unsur elektropositif (logam)

- Elektron valensi 1, 2, 3.
- Konfigurasi elektron terakhir s^1 , s^2 , p^1 .

Unsur elektronegatif (nonlogam)

- Elektron valensi 4, 5, 6, 7.
- Konfigurasi elektron terakhir p^3 , p^4 , p^5 .

Ciri-ciri ikatan ion:

1. Titik didih dan titik leburnya tinggi.
2. Bentuk padatan tidak bisa menghantarkan listrik, namun bentuk leburan atau larutannya dapat menghantarkan listrik.
3. Larut dalam air.
4. Umumnya wujudnya padat (kristal).

Contoh: NaF, NaCl, $MgCl_2$, AlF_3 , Al_2S_3 , dan sebagainya.

b. Ikatan Kovalen (Ikatan Homopolar)

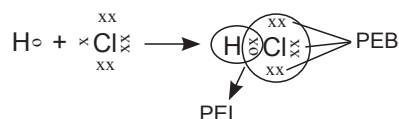
- ✓ Ikatan kovalen, yaitu ikatan yang terjadi karena adanya pemakaian pasangan elektron bersama antardua unsur. Ikatan ini terjadi antara unsur-unsur yang sama-sama elektronegatif (nonlogam dengan nonlogam).
- ✓ Sifat-sifat umum ikatan kovalen, yaitu:

1. Titik lebur rendah.
2. Umumnya cair/gas.
3. Bentuk murninya tidak mampu menghantarkan listrik.

✓ Ikatan kovalen dapat dibagi sebagai berikut:

1. Ikatan kovalen polar

Yaitu, ikatan kovalen dimana pasangan elektron ikatan (PEI) tertarik ke salah satu atom yang elektronegatifitasnya lebih kuat.



Keterangan:

PEI = 1

PEB (Pasangan Elektron Bebas) = 3

Atom pusat = Cl

Ciri-ciri ikatan kovalen polar:

- Terjadi polarisasi muatan (mempunyai kutub positif dan negatif).
- Dapat larut dalam air.
- Perbedaan keelektronegatifan besar.
- Tersusun atas dua atom berbeda atau lebih, misal HF, HCl, H_2O , H_2S , CO, NH_3 , PCl_3 .
- Dispersi elektron tidak simetris.

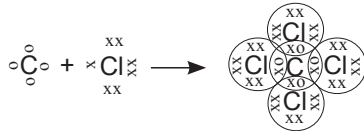
2. Ikatan kovalen nonpolar

Ikatan kovalen nonpolar adalah ikatan

kovalen dimana pasangan elektron ikatan (PEI) tertarik sama kuat ke semua atom.

Ciri-ciri ikatan kovalen nonpolar:

- Tidak mengalami polarisasi muatan.
- Larut dalam pelarut nonpolar.
- Tersusun atas atom yang sejenis atau homoatomik, misal Br_2 , N_2 , O_2 , O_3 , H_2 .
- Dispersi elektron simetris (CH_4 , CO_2 , PCl_5).



Keterangan:

PEI = 4

PEB (Pasangan Elektron Bebas) = 0

Atom pusat = C

- ✓ Cara praktis membedakan senyawa polar dan nonpolar:

1. Jika jumlah atom = 2 g perhatikan jenis atom: sama atau beda?

Jika sama g nonpolar.

Contoh: Cl_2 , N_2 , O_2 , dan seterusnya.

Jika beda g polar.

Contoh: HCl , NO , CO , dan seterusnya.

2. Jika jumlah atom = 3 atau lebih g perhatikan PEB.

PEB > 0 g umumnya polar.

Contoh: PCl_3 , NH_3 , H_2O , dan lain-lain.



Sisa = 2 \rightarrow PEB = 1(polar)

PEB = 0 g Perhatikan atom pengeliling! Atom pengeliling sama berarti termasuk ikatan kovalen nonpolar.

Contoh: PCl_5 , CH_4 , CO_2 , dan lain-lain.



Sisa = 0 \rightarrow PEB = 0 (nonpolar)

Pengeliling beda: polar, contoh: CHCl_3 , CH_3Br , dan lain-lain.

3. Ikatan kovalen semipolar/koordinasi

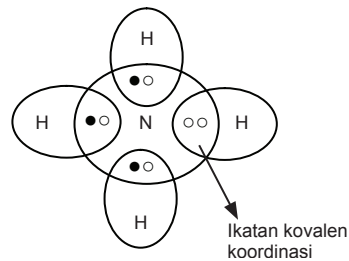
Ikatan kovalen semipolar/koordinasi adalah ikatan kovalen dimana pasangan elektron ikatannya hanya berasal dari salah satu atom.

H : 1 g perlu 1 elektron

$^1_1\text{H}^+$: 0 g perlu 2 elektron

$^{14}_7\text{N}$: 2 5 g perlu 3 elektron

$\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$



c. Ikatan Campuran

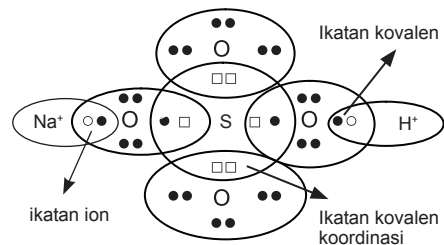
Beberapa molekul mempunyai ikatan ion, kovalen, dan kovalen koordinasi secara bersamaan, misalnya pada NaHSO_4 , NH_4Cl , KH_2PO_4 , dan lain-lain.

$^{11}_{11}\text{Na}$: 2 8 1 \rightarrow melepas 1 elektron

$^{16}_{16}\text{S}$: 2 8 6 \rightarrow menerima 2 elektron

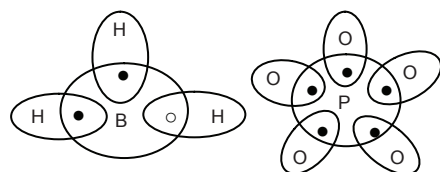
^8_8O : 2 6 \rightarrow menerima 2 elektron

Contoh: NaHSO_4



d. Penyimpangan Aturan Oktet

Sebagian senyawa tidak mengikuti aturan oktet. **Contoh:** NO , BH_3 , PCl_5 , SF_6 , IF_7 , XeF_2 , dan sebagainya.

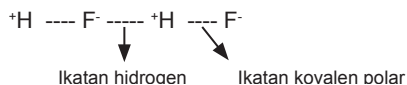


B. Ikatan Antarmolekul

a. Ikatan Hidrogen

Ikatan hidrogen adalah ikatan antarmolekul yang terjadi pada senyawa yang terdiri atas atom H dengan atom lain yang sangat elektronegatif (F, O, N).

Contoh: H_2O , NH_3 , HF , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, H_2SO_4 , CH_3COOH .

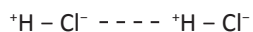


b. Gaya Van Der Waals

1. Gaya tarik dipol-dipol

Yaitu, gaya tarik antarmolekul pada senyawa kovalen polar.

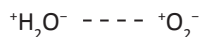
Contoh: HCl , H_2S , dan PCl_3 .



2. Gaya tarik dipol permanen – dipol terimbas

Yaitu, gaya tarik antarmolekul senyawa polar dengan nonpolar yang disebabkan karena molekul polar menginduksi molekul nonpolar sehingga membentuk dipol terimbas.

Molekul polar membentuk dipol permanen, sedangkan molekul nonpolar membentuk dipol terimbas
Contoh: gaya tarik antara O_2 dengan H_2O dalam air.



3. Gaya tarik dipol sesaat – dipol sesaat (gaya London)

Yaitu, gaya tarik antarmolekul pada senyawa nonpolar dan antaratom gas mulia yang disebabkan dispersi elektron yang tidak merata dan tidak permanen.

Contoh:

- Gaya tarik antarmolekul CO_2 (senyawa nonpolar) pada gas karbon dioksida.
- Gaya tarik antaratom Ne (atom gas mulia) pada unsur neon.

C. Hubungan Ikatan Kimia dengan Titik Didih

- Massa molekul relatif (M_r) \rightarrow semakin besar M_r maka semakin tinggi titik didihnya.
- Jenis ikatan \rightarrow semakin kuat ikatannya maka semakin tinggi titik didihnya:
 - Pada ikatan antaratom: Ikatan ion > kovalen polar > kovalen nonpolar.
 - Pada ikatan antarmolekul: Ikatan hidrogen > dipol-dipol > dipol permanen-dipol terimbas > gaya London.

D. Bentuk Geometri Molekul Sederhana

PE	PEI	PEB	Bentuk Molekul	Contoh
2	2	0	Linier	BeCl_2
3	3	0	Segitiga sama sisi	BF_3
4	4	0	Tetrahedral	CH_4
	3	1	Segitiga piramida	NH_3
	2	2	Planar bentuk V	H_2O
5	5	0	Segitiga bipiramida	PCl_5
	4	1	Tetrahedral asimetris	SF_4
	3	2	Planar bentuk T	IF_3
	2	3	Linier	BeCl_2
6	6	0	Oktahedral	SF_6
	5	1	Segilima piramida	IF_5
	4	2	Segi empat datar	XeF_4
7	7	0	Dekahedral	IF_7

PE = Pasangan Elektron

PEI = Pasangan Elektron Ikatan

PEB = Pasangan Elektron Bebas

Bab 4

Kecepatan Reaksi

A. Konsep Kecepatan Reaksi

Kecepatan (laju) reaksi adalah pengurangan konsentrasi pereaksi per satuan waktu atau penambahan konsentrasi hasil reaksi per satuan waktu.

Contoh: $2A + B_2 \rightarrow 2AB$

Laju reaksi (v) dapat diungkapkan sebagai berikut:

- Besarnya pengurangan konsentrasi A per satuan waktu : $v = -\frac{[A]}{\Delta T}$
- Besarnya pengurangan konsentrasi B per satuan waktu : $v = -\frac{[B]}{\Delta T}$
- Besarnya penambahan konsentrasi AB per satuan waktu: $v = +\frac{[AB]}{\Delta T}$

Perbandingan laju = perbandingan koefisien reaksi

Contoh: $2A + B_2 \rightarrow 2AB$

Perbandingan laju reaksi : $v_A : v_B : v_C = 2 : 1 : 2$

B. Teori Tumbukan dan Energi Aktivasi

- Teori tumbukan: "suatu reaksi dapat berlangsung karena terjadi tumbukan efektif antarmolekul zat reaksi. Semakin sering terjadi tumbukan maka reaksi berjalan semakin cepat".

- Energi aktivasi (E_a) adalah energi yang harus dilampaui oleh energi kinetik (E_k) dari molekul-molekul zat yang bereaksi agar terjadi tumbukan yang efektif. Hanya molekul yang memiliki E_k lebih besar dari E_a yang dapat bereaksi. Semakin besar energi aktivasi maka reaksi akan berjalan semakin lambat.

C. Faktor yang Memengaruhi Laju Reaksi

1. Sifat zat

Setiap zat mempunyai daya reaksi yang berbeda-beda sehingga setiap zat mempunyai laju reaksi yang berbeda-beda pula. Misal, reaksi senyawa-senyawa ion dapat berlangsung lebih cepat daripada senyawa kovalen.

$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$ (cepat)

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ (lambat)

2. Konsentrasi

Semakin besar konsentrasi larutan berarti jumlah partikel terlarut semakin banyak dan jarak antarpartikel juga semakin berdekatan sehingga kemungkinan terjadinya tumbukan yang efektif juga semakin besar.

"Jadi, semakin besar konsentrasi maka reaksi berlangsung semakin cepat".

3. Suhu

Suhu semakin tinggi berarti energi kinetik molekul semakin besar sehingga reaksi berjalan semakin cepat. Setiap kenaikan suhu 10o maka reaksi berlangsung n kali lebih cepat.

$$v_t = v_o \cdot \left(n\right)^{\frac{\Delta t}{10}} \text{ atau } t_t = t_o \cdot \left(\frac{1}{n}\right)^{\frac{\Delta t}{10}}$$

4. Katalis

Katalis adalah zat tertentu yang memengaruhi kecepatan reaksi, tetapi pada akhir reaksi dapat ditemukan kembali dalam keadaan utuh.

"Katalis dapat mempercepat reaksi dengan menurunkan energi aktivasi (EA), akibatnya energi kinetik (E_k) dari molekul-molekul zat pereaksi dapat dengan mudah mencapai batas EA sehingga tumbukan efektif terjadi".

5. Luas permukaan atau bidang sentuh

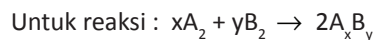
Semakin luas permukaan atau bidang sentuh maka peluang terjadinya tumbukan efektif semakin besar sehingga reaksi semakin cepat.

Contoh: serbuk besi lebih cepat bereaksi dibandingkan dengan paku besi karena luas bidang sentuh serbuk besi lebih luas daripada paku besi.

D. Persamaan Laju Reaksi dan Orde Reaksi

Persamaan laju reaksi menyatakan hubungan antara laju reaksi dengan konsentrasi dan orde reaksi.

Orde reaksi atau tingkat reaksi atau pangkat konsentrasi adalah angka yang menunjukkan besarnya pengaruh konsentrasi terhadap laju reaksi.



Persamaan kecepatan reaksinya ditulis:

$$v = k \cdot [\text{A}_2]^x [\text{B}_2]^y$$

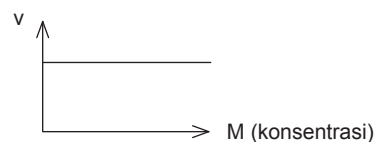
x = orde reaksi terhadap A_2

y = orde reaksi terhadap B_2

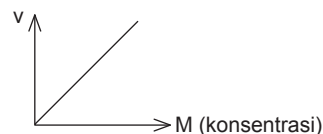
k = tetapan laju reaksi

E. Grafik Orde Reaksi

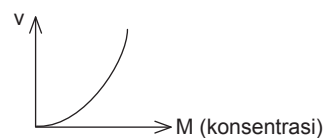
1. Orde nol \rightarrow laju reaksi tidak dipengaruhi oleh perubahan konsentrasi reaktan.



2. Orde satu \rightarrow laju reaksi berbanding lurus dengan perubahan konsentrasi reaktan. Jika konsentrasi diubah dua kali maka kecepatan reaksi juga berubah dua kali. Jika konsentrasi diubah tiga kali maka kecepatan reaksi juga berubah tiga kali, dan seterusnya.



3. Orde dua \rightarrow laju reaksi berbanding lurus dengan kuadrat perubahan konsentrasi. Jika konsentrasi diperbesar dua kali maka laju reaksi berubah menjadi empat kali. Jika konsentrasi diubah menjadi tiga kali maka laju reaksi berubah menjadi sembilan kali.



Bab 5

Kesetimbangan Kimia

A. Konsep Praktis

a. Jenis Reaksi Berdasarkan Arahnya

1. Reaksi berkesudahan (*irreversible*) adalah reaksi yang hanya berjalan searah ke kanan (ke arah produk), artinya produk yang terbentuk tidak dapat kembali menjadi reaktan.

Contoh: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

2. Reaksi bolak-balik (*reversible*) adalah reaksi yang berjalan dua arah ke kanan (produk) dan ke kiri (reaktan), artinya produk yang terbentuk dapat kembali menjadi reaktan.

Contoh: $2\text{HI} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{I}_2$

b. Kesetimbangan Kimia

- Keadaan setimbang: keadaan dimana pada reaksi reversible kecepatan reaksi ke kanan (ke arah produk) sama dengan kecepatan reaksi ke kiri (ke arah reaktan).
- Kesetimbangan dinamis: secara mikroskopis reaksi berjalan terus-menerus kedua arah sehingga konsentrasi zat-zat senantiasa berubah-ubah. Namun, karena kecepatan ke kanan dan ke kiri sama maka secara makroskopis reaksi nampak berhenti dan konsentrasi zat-zat tetap.
- Ciri-ciri reaksi setimbang, yaitu:
 1. Reaksi dapat balik (reversible).
 2. Terjadi dalam ruang tertutup.

3. Kecepatan reaksi ke kanan dan ke kiri sama.
4. Secara makroskopis tidak terjadi perubahan.

B. Tetapan Kesetimbangan (K)

a. Hukum Aksi Massa (Guldberg-Waage)

"Pada suhu tertentu, kesetimbangan suatu reaksi kimia berlaku perbandingan hasil kali antara konsentrasi produk dan reaktan dipangkatkan koefisien reaksi masing-masing akan memberikan harga yang konstan (K)".

Untuk reaksi: $a\text{P}_{(s)} + b\text{Q}_{(g)} \rightleftharpoons c\text{R}_{(aq)} + d\text{S}_{(g)} + e\text{T}_{(l)}$

1. Tetapan kesetimbangan berdasarkan konsentrasi (K_c)

$$K_c = \frac{[\text{R}]^c [\text{S}]^d}{[\text{Q}]^b}$$

Catatan: reaktan atau produk yang memengaruhi tetapan kesetimbangan adalah reaktan atau produk yang berfase atau berwujud larutan (aq) dan gas (g).

2. Tetapan kesetimbangan berdasarkan tekanan (K_p)

$$K_p = \frac{(P_S)^d}{(P_Q)^b}$$

Catatan: reaktan atau produk yang mempengaruhi tetapan kesetimbangan gas adalah reaktan atau produk yang berfase gas (g) saja.

b. Cara Praktis Menyelesaikan Soal Kesetimbangan (K)

1. Buat tabel seperti berikut:

	A	+	B	\rightleftharpoons	C	+	D
m							
r							
s							

2. Isi tabel

m = konsentrasi mula-mula zat yang direaksikan

r = konsentrasi zat yang bereaksi g sesuai perbandingan koefisien reaksi

s = jumlah zat yang sisa (setimbang)

Sebelah kiri tanda panah: $s = m - r$

Sebelah kanan tanda panah: $s = m + r$

3. Masukkan data s ke rumus, tapi perhatikan satuannya, mol atau konsentrasi? Jika masih mol bagi dulu dengan volume baru ke rumus Kc atau ubah menjadi tekanan parsial jika menghitung Kp.

c. Hubungan Kc dengan Kp

$$K_p = K_c \cdot (R.T)^{\Delta n}$$

Δn = jumlah koefisien kanan – jumlah koefisien kiri

Perhatikan:

koefisien kanan > kiri ($\Delta n = +$) g $K_p > K_c$
 kanan = kiri ($\Delta n = 0$) g $K_p = K_c$
 kanan < kiri ($\Delta n = -$) g $K_p < K_c$

d. Perubahan Harga K

Harga K tidak berubah selama suhu dan persamaan reaksi tidak berubah. Harga K dapat berubah bila:

1. Suhu berubah

- Reaksi endoterm
Suhu naik g K makin besar
Suhu turun g K makin kecil
- Reaksi eksoterm
Suhu naik g K makin kecil
Suhu turun g K makin besar

2. Persamaan reaksi berubah

- Jika persamaan reaksi dibalik g harga $K' = \frac{1}{K}$
- Jika koefisien dikalikan n g harga $K' = K^n$
- Jika dua persamaan reaksi dijumlahkan g harga $K' = K_1 \times K_2$

C. Pergeseran Kesetimbangan

Azas Le Chatelier:

“Jika ke dalam suatu sistem kesetimbangan diadakan gangguan/aksi maka sistem akan melakukan pergeseran sedemikian rupa agar pengaruh aksi tersebut menjadi seminimal mungkin”.

Faktor	Perlakuan	Arah Pergeseran
Konsentrasi	Diperbesar	ke arah yang tidak diperbesar
	Diperkecil	ke arah yang diperkecil
Suhu	Dinaikkan	ke arah endoterm ($\Delta H = +$)
	Diturunkan	ke arah eksoterm ($\Delta H = -$)
Volume	Diperbesar	ke arah koefisien besar
	Diperkecil	ke arah koefisien kecil
Tekanan	Diperbesar	ke arah koefisien kecil
	Diperkecil	ke arah koefisien besar

D. Derajat Disosiasi (α)

Derajat disosiasi (α) adalah banyaknya zat yang terurai dibandingkan dengan jumlah zat mula-mula.

Rumus:

$$\alpha = \frac{r}{m}$$

Keterangan:

r = jumlah zat yang terurai
 m = jumlah zat mula-mula

Bab 6

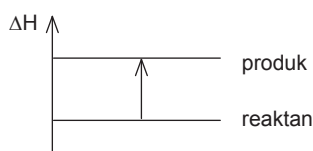
Termokimia

A. Beberapa Konsep Praktis

- ✓ Termokimia adalah pokok bahasan kimia yang mempelajari tentang perubahan energi yang menyertai reaksi-reaksi kimia.
- ✓ Sistem → segala sesuatu yang menjadi objek pengamatan.
- ✓ Lingkungan → segala sesuatu yang ada di sekitar sistem.
- ✓ Batas → yang membatasi sistem dan lingkungan. Dalam kimia, batas ada dua jenis, yaitu:
 1. Batas adiabatik → tidak menyebabkan perpindahan panas, misal dinding termos.
 2. Batas diatermal → menyebabkan perpindahan panas, misal bejana.
- ✓ Entalpi/heat content (H) → jumlah energi yang dikandung dalam suatu zat.
- ✓ Entalpi tidak bisa diukur, yang dapat diukur adalah perubahannya (ΔH).
- ✓ Jenis reaksi menurut termokimia, yaitu:

1. Reaksi endoterm

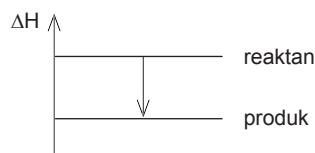
- Yaitu, reaksi yang menyerap panas, artinya energi panas dari lingkungan masuk ke dalam sistem.
- ΔH bernilai positif (+).
- Suhu dalam sistem turun.
- Grafik entalpi (ΔH).



$$\Delta H = H_{\text{produk}} - H_{\text{reaktan}} \rightarrow \Delta H = > 0$$

2. Reaksi eksoterm

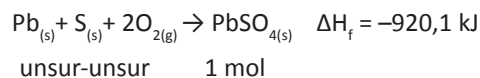
- Yaitu, reaksi yang menghasilkan panas, artinya energi panas dari sistem dikeluarkan ke lingkungan.
- ΔH bernilai negatif (-).
- Suhu dalam sistem naik.
- Grafik entalpi (ΔH).



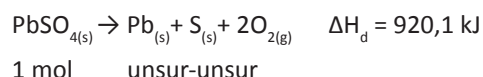
$$\Delta H = H_{\text{produk}} - H_{\text{reaktan}} \rightarrow \Delta H = < 0$$

B. Macam-macam Perubahan Entalpi (ΔH)

1. Perubahan entalpi pembentukan (ΔH_f) → perubahan entalpi pada pembentukan satu mol senyawa dari unsur-unsurnya.



2. Perubahan entalpi penguraian (ΔH_d) → perubahan entalpi pada penguraian satu mol senyawa dari unsur-unsurnya.



- Perubahan entalpi pembakaran (ΔH_c)
→ perubahan entalpi pada pembakaran 1 mol suatu unsur/senyawa dengan oksigen.
 $C_6H_{6(l)} + O_{2(g)} \rightarrow 6CO_{2(g)} + 3H_2O_{(g)} \quad \Delta H_c = -3.271 \text{ kJ}$
1 mol
- Perubahan entalpi netralisasi (ΔH_n) →
Perubahan entalpi pada reaksi asam dengan basa untuk menghasilkan 1 mol air.
 $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O \quad \Delta H_n = -54,6 \text{ kJ}$
- Perubahan entalpi reaksi (ΔH_r) → Perubahan entalpi pada reaksi kimia secara umum.

C. Menghitung Perubahan Entalpi

- Berdasarkan data entalpi pembentukan (ΔH_f)

$$\Delta H_r = \sum H_f \text{ produk} - \sum H_f \text{ reaktan}$$

Contoh soal:

Diketahui:

Kalor pembakaran siklopropana (CH_2)₃ = -a kJ/mol

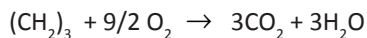
Kalor pembentukan CO₂ = -b kJ/mol

Kalor pembentukan H₂O = -c kJ/mol

Maka, kalor pembentukan siklopropana dalam kJ/mol ialah ...

Penyelesaian:

Reaksi pembakaran siklopropana:



$$\Delta H_r = \Delta H_f (\text{kanan}) - \Delta H_f (\text{kiri})$$

$$\Delta H_r = \Delta H_f (3CO_2 + 3H_2O) - \Delta H_f (CH_2)_3$$

$$-a = -3b - 3c - \Delta H_f (CH_2)_3$$

$$\begin{aligned} \Delta H_f (CH_2)_3 &= -3b - 3c + a \\ &= a - 3b - 3c \end{aligned}$$

- Berdasarkan energi ikatan (Elk)

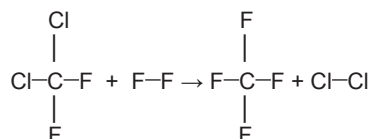
$$\Delta H_{IK} = \sum H_f \text{ reaktan} - \sum H_f \text{ produk}$$

Contoh soal:

Diketahui energi ikatan:

$$C-F = 439 \text{ kJ.mol}^{-1} \quad F-F = 159 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$C-Cl = 330 \text{ kJ.mol}^{-1} \quad Cl-Cl = 243 \text{ kJ.mol}^{-1}$$



Entalpi untuk reaksi di atas adalah

Penyelesaian:

$$\Delta H_{IK} = \sum H_f \text{ reaktan} - \sum H_f \text{ produk}$$

$$= (2C-Cl + 2C-F + F-F) - (4C-F + Cl-Cl)$$

$$= [2(330) + 2(439) + 159] - 4(439) + 243$$

$$= -302 \text{ kJ}$$

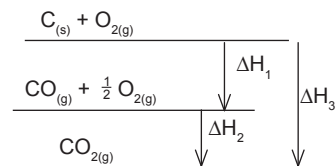
- Berdasarkan diagram/grafik

Hukum Hess

Harga entalpi reaksi (ΔH) tidak bergantung jalannya reaksi, namun bergantung pada keadaan awal dan akhir reaksi (ΔH reaksi yang berlangsung 1 tahap sama dengan ΔH yang berlangsung beberapa tahap, asal keadaan awal dan akhirnya sama).

Contoh soal:

Perhatikan diagram tingkat energi di bawah ini!



Berdasarkan diagram di atas, hubungan antara ΔH_1 , ΔH_2 , dan ΔH_3 yang benar adalah

Penyelesaian:

Berdasarkan Hukum Hess: besarnya ΔH pembentukan CO₂ melalui satu tahap reaksi sama dengan yang melalui dua atau lebih tahap reaksi asal keadaan awal dan akhirnya sama.

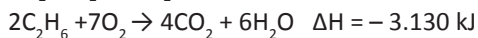
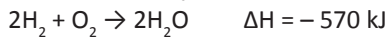
$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

4. Menyusun reaksi

Susunlah reaksi yang diketahui agar posisinya sama dengan reaksi yang ditanyakan. Jika reaksi dibalik maka tanda ΔH menjadi berlawanan.

Contoh soal:

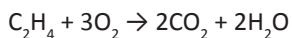
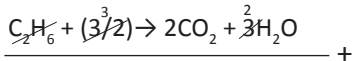
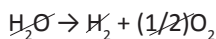
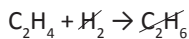
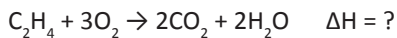
Diketahui beberapa persamaan termokimia sebagai berikut:



Entalpi pembakaran C_2H_4 adalah

Penyelesaian:

Reaksi yang ditanyakan: pembakaran C_2H_4



Reaksi 1 tetap $\Delta H = -140$

Reaksi 2 dibalik $x \rightarrow \Delta H = x \cdot 570 = 285$

Reaksi 3 tidak dibalik $x \rightarrow \Delta H$

$$= (-3.130) = -1.565$$

$$\Delta H_r = -140 + 285 - 1.565 = -1.420$$

5. Dengan menggunakan rumus

Contoh soal:

Diketahui kapasitas panas (C) : $q = C \cdot \Delta T$

Diketahui Kalor Jenis (c) : $q = m \cdot c \cdot \Delta T$

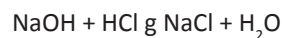
m = massa, ΔT = perubahan suhu

Reaksi endoterm : $\Delta H = +q$

Reaksi eksoterm : $\Delta H = -q$

Jika 100 ml larutan NaOH 1 M direaksikan dengan 100 ml HCl 1 M dalam sebuah bejana, ternyata suhu larutan naik dari 29°C menjadi 37,5 °C. Jika larutan dianggap sama dengan air, kalor jenis air 4,2 J.g⁻¹K⁻¹, massa jenis air = 1 gr cm⁻³ maka ΔH netralisasi adalah...

Penyelesaian:



$$\begin{aligned} \text{mol H}_2\text{O} &= \text{mol NaOH} = 100 \text{ ml} \times 1 \text{ M} \\ &= 100 \text{ mmol} = 0,1 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} q &= \frac{m \cdot c \cdot \Delta T}{n} \\ &= \frac{200 \times 4,2 \times 8,5}{0,1} \\ &= 71.400 \text{ J mol}^{-1} \\ &= 71,4 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

Suhu naik \rightarrow eksoterm $\rightarrow \Delta H$ bernilai negatif

$$\Delta H = -71,4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Bab 7

Larutan

A. Konsep Mol

1. Molaritas (M)

Molaritas adalah banyaknya mol zat terlarut dalam setiap 1 liter (1.000 ml) larutan.

Data	Rumus
Gram zat terlarut = gr Volume larutan = V	$M = \frac{\text{gr}}{\text{Mr}} \times \frac{1.000}{V}$
Persen zat terlarut = % Massa jenis larutan = ρ	$M = \frac{\% \cdot 10 \cdot \rho}{\text{Mr}}$

2. Molalitas (m)

Molalitas adalah banyaknya mol zat terlarut dalam setiap 1 kg (1.000 gram) pelarut.

Data	Rumus
Gram zat terlarut = gr Gram zat pelarut = p	$m = \frac{\text{gr}}{\text{Mr}} \times \frac{1.000}{P}$
Persen zat terlarut = % Massa jenis larutan = ρ	$m = \frac{\%}{\text{Mr}} \times \frac{1.000}{(100 - \%)}$

3. Fraksi mol zat terlarut (Xt)

Fraksi mol zat terlarut adalah perbandingan mol terlarut dengan jumlah mol semua komponen larutan (pelarut + terlarut).

Data	Rumus
Gram zat terlarut = t Gram zat pelarut = p	$n_t = \frac{n_t}{n_t + n_p}$
Persen zat terlarut = %	$M = \frac{\% \cdot 10 \cdot \rho}{\text{Mr}}$

4. Bagian Per Sejuta (bpj)

Bagian massa terlarut dalam setiap satu juta bagian massa larutan.

Data	Rumus
Gram zat terlarut = t Total bagian = tot	$\text{bpj} = \frac{t}{\text{tot}} \times 10^6$

5. Persen Massa Zat Terlarut (% b/b)

Bagian massa terlarut dalam setiap 100 bagian larutan.

Data	Rumus
Massa terlarut = t Massa pelarut = p	$\%w/w = \frac{m_t}{m_t + m_p} \times 100\%$

6. Pencampuran dan Pengenceran

Pencampuran, yaitu menyampurkan dua larutan yang memiliki konsentrasi larutan yang berbeda sehingga jumlah zat terlarut mau pelarut mengalami perubahan.

Pengenceran berarti hanya mengubah jumlah pelarut, namun tidak mengubah jumlah zat terlarut.

Data	Rumus
Pengenceran	$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$
Pencampuran Larutan Sejenis	$M_{\text{camp}} = \frac{M_1 V_1 + M_2 V_2}{V_1 + V_2}$

B. Larutan Elektrolit dan Non-elektrolit

a. Larutan Elektrolit

Yaitu, larutan yang mampu menghantarkan arus listrik. Larutan ini mampu menghantarkan arus listrik karena dalam larutan elektrolit terdapat ion atau elektron yang bergerak bebas yang berasal dari senyawa dalam larutan.

Larutan elektrolit sendiri dibagi menjadi dua, yaitu:

1. **Elektrolit kuat**, yaitu larutan yang sangat mudah menghantar daya/ arus listrik yang tinggi.

Ciri-cirinya:

- Di dalam air, terionisasi sempurna ($\alpha = 1$), daya hantar listrik kuat.
- Dalam eksperimen: lampu menyala terang dan timbul banyak gelembung gas.

Contoh

- **Asam kuat:** HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄
- **Basa kuat:** NaOH, KOH, RbOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, dan Ba(OH)₂
- **Hampir semua garam:** NaNO₃, CaBr₂, NH₄Cl, dan lain-lain.

2. **Elektrolit lemah**, yaitu larutan yang sedikit mampu untuk menghantarkan arus/daya listrik berdaya rendah.

Ciri-cirinya:

- Di dalam air, terionisasi sebagian ($0 < \alpha < 1$), daya hantar listrik lemah.
- Dalam eksperimen: lampu menyala redup dan timbul sedikit gelembung gas.

Contoh

- **Asam lemah:** HF, H₂CO₃, CH₃COOH, H₂S, H₃PO₄.
- **Basa lemah:** Fe(OH)₃, Al(OH)₃, NH₄OH.
- **Garam-garam merkuri (Hg⁺²)**

b. Larutan Non-elektrolit

Yaitu, larutan yang tidak mampu menghantarkan arus listrik.

Ciri-cirinya:

- Di dalam air, tidak terionisasi ($\alpha = 0$), tidak mampu menghantarkan arus listrik.
- Dalam eksperimen: lampu tidak menyala dan tidak timbul banyak gelembung gas.

Contoh

- Senyawa-senyawa kovalen nonpolar, seperti urea (CO(NH₂)₂), glukosa (C₆H₁₂O₆), benzena (C₆H₆), eter (C₂H₆O).

C. Sifat Koligatif Larutan

Sifat koligatif larutan adalah sifat larutan yang hanya ditentukan oleh jumlah partikel zat terlarut, bukan oleh jenis zat terlarut. Terdapat empat macam sifat koligatif, yaitu:

No	Sifat Koligatif	Rumus	Keterangan
1	Kenaikan titik didih (ΔT_b)	$\Delta T_b = K_b \times m$	K_b = tetapan titik didih molal pelarut
2	Penurunan titik beku (ΔT_f)	$\Delta T_f = K_f \times m$	K_f = tetapan titik beku molal pelarut
3	Penurunan tekanan uap (ΔP)	$\Delta P = P_o \times X_t$	P_o = tekanan uap pelarut murni
4	Tekanan osmotik (π)	$\pi = M \times R \times T$	$R = 0,082 \text{ L.atm/mol.K}$ T = suhu (K)

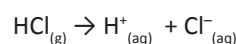
Untuk larutan elektrolit dikalikan dengan faktor Vant Hoff (i)
 elektrolit kuat $\rightarrow i = n$ (jumlah ion)
 elektrolit lemah $\rightarrow i = [1 + (n-1)\alpha]$
 α = derajat ionisasi
 m = molalitas

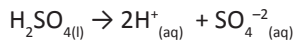
D. Teori Asam-Basa

1. Teori Arrhenius

Asam \rightarrow zat yang dalam pelarut air melepas ion H⁺.

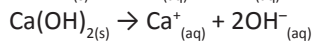
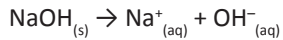
Contoh:





Basa → zat yang dalam pelarut air melepas OH^- .

Contoh:



2. Teori Bronsted Lowry

Asam → pendonor proton (H^+)

Basa → akseptor proton (H^+)

Contoh:



asam1 basa1 basa2 asam2

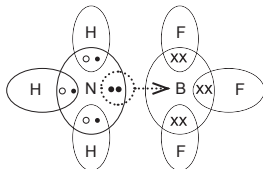
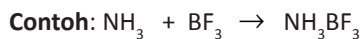
Pada reaksi ke kanan: HCl memberi H^+ kepada H_2O menjadi H_3O^+ .

Pada reaksi ke kiri: H_3O^+ memberi H^+ kepada Cl^- menjadi HCl.

3. Teori Lewis

Asam g akseptor pasangan elektron bebas.

Basa g pendonor pasangan elektron bebas.



NH_3 memberi pasangan elektron kepada BF_3 maka NH_3 disebut basa dan BF_3 disebut asam.

E. Derajat Keasaman (pH) Larutan

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{Air: } [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ g pH} = 7$$

$$\text{Larutan asam: } [\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ g pH} < 7$$

$$\text{Larutan basa: } [\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ g pH} > 7$$

1. pH Larutan Asam dan Basa

Asam kuat

Contoh: HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HCl, HBr, HI.

$$[\text{H}^+] = M \times \text{Val}$$

Basa kuat

Contoh: NaOH, KOH, Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2

$$[\text{OH}^-] = M \times \text{Val}$$

Asam lemah

Contoh: HF, H_2CO_3 , H_2S , H_3PO_4 , CH_3COOH .

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \times M} \quad \text{atau} \quad [\text{H}^+] = \alpha \times M$$

Ingat! $K_a = \alpha^2 \times M$

Basa lemah

Contoh: NH_4OH , Mg(OH)_2 , Al(OH)_3 , Fe(OH)_3

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_b \times M} \quad \text{atau} \quad [\text{OH}^-] = \alpha \times M$$

Ingat! $K_b = \alpha^2 \times M$

2. pH Larutan Garam

Garam adalah hasil reaksi antara asam dengan basa.

- Garam dari reaksi:** Basa Kuat + Asam Kuat

Contoh: NaCl, K_2SO_4

pH garam = netral (pH = 7)

Sifat hidrolisis = tidak terhidrolisis

- Garam dari reaksi:** Basa Lemah + Asam Kuat

Contoh: NH_4Cl

pH garam = pH asam (pH < 7)

$$\text{H}^+ = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \times [M_G]}$$

Sifat hidrolisis = terhidrolisis sebagian

- Garam dari reaksi:** Basa Kuat + Asam Lemah

Contoh: CH_3COONa

pH garam = pH basa (pH > 7)

$$\text{H}^+ = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} \times [M_G]}$$

Sifat hidrolisis = terhidrolisis sebagian

- **Garam dari reaksi:** Basa Lemah + Asam Lemah

Contoh: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

pH garam bersifat:

- Asam ($\text{pH} < 7$) jika $K_a > K_b$
- Basa ($\text{pH} > 7$) jika $K_b > K_a$
- Netral ($\text{pH} = 7$) jika $K_a = K_b$

$$\text{H}^+ = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \times K_a}$$

Sifat hidrolisis = terhidrolisis total

3. pH Larutan Buffer/Penyangga

Yaitu, campuran asam lemah dengan garamnya atau basa lemah dengan garamnya.

Fungsi larutan buffer adalah untuk mempertahankan nilai pH suatu larutan. Artinya, jika larutan ditambah sedikit asam, basa, atau diencerkan maka pH praktis tidak berubah.

- **Asam lemah + garam** (basa konjugasinya)

Contoh: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$

Larutan buffer yang terbentuk akan bersifat asam ($\text{pH} < 7$).

$$\text{H}^+ = K_a \times \frac{\text{mol AL}}{\text{mol G} \times \text{val}}$$

- **Basa lemah + garam** (asam konjugasinya)

Contoh: $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$

Larutan buffer yang terbentuk akan bersifat basa ($\text{pH} > 7$).

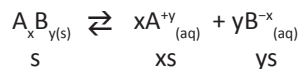
$$\text{H}^+ = K_b \times \frac{\text{mol BL}}{\text{mol G} \times \text{val}}$$

F. Kelarutan dan Hasil Kali Kelarutan

Kelarutan/solubility (s) adalah jumlah (mol atau berat) zat maksimal yang dapat larut dalam sejumlah tertentu pelarut dalam suatu larutan jenuh.

Satuan: mol/liter (M) atau gram/liter.

Hasil kali kelarutan/*konstanta solubility product* (Ksp) adalah hasil kali konsentrasi ion-ion elektrolit larutan jenuh dipangkatkan koefisien reaksinya.



$$\text{Ksp} = [\text{A}^{+y}]^x \cdot [\text{B}^{-x}]^y$$

$$\text{Ksp} = (xs)^x \cdot (ys)^y$$

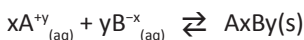
$$\text{Ksp} = x^x s^x \cdot y^y s^y$$

$$\text{Ksp} = x^x y^y (s)^{x+y}$$

$$s = \sqrt[x+y]{\frac{\text{Ksp}}{x^x y^y}}$$

Meramal Pengendapan

Untuk reaksi:



$$Q = [\text{A}^{+y}]^x \cdot [\text{B}^{-x}]^y$$

Catatan

Jika $Q < \text{Ksp}$: belum jenuh (belum mengendap)

Jika $Q = \text{Ksp}$: tepat jenuh (siap mengendap)

Jika $Q > \text{Ksp}$: lewat jenuh (sudah mengendap)

Pengaruh ion sejenis

"Jika suatu elektrolit dilarutkan dalam larutan lain yang mengandung ion sejenis maka kelarutannya (s) akan menjadi lebih kecil".

$$s = \frac{\text{Ksp}}{[\text{ion sejenis}]^{\text{indeks}}}$$

Hubungan Ksp dengan pH:

$$\text{Ksp} = \frac{1}{x} [\text{OH}^-]^{x+1}$$

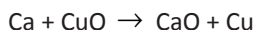
Bab 8

Reaksi Redoks & Elektrokimia

A. Konsep Praktis Redoks

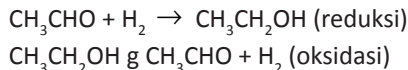
a. Pengertian Reduksi dan Oksidasi

1. Reduksi : reaksi pelepasan oksigen (O).
Oksidasi : reaksi pengikatan oksigen (O).



CuO melepas O menjadi Cu (reduksi).
Ca mengikat O menjadi CaO (oksidasi).

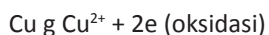
2. Reduksi : reaksi pengikatan hidrogen (H).
Oksidasi : reaksi pelepasan hidrogen (H).



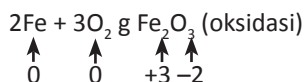
H₂ diikat oleh CH₃CHO menjadi
CH₃CH₂OH (reduksi).

CH₃CH₂OH melepaskan H₂ menjadi
CH₃CHO (oksidasi).

3. Reduksi : reaksi pengikatan elektron.
Oksidasi : reaksi pelepasan elektron.



4. Reduksi : reaksi penurunan biloks.
Oksidasi : reaksi peningkatan biloks.



Biloks Fe naik dari 0 menjadi +3 (oksidasi).

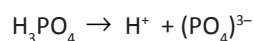
Biloks Fe turun dari 0 menjadi -2 (reduksi).

b. Konsep Bilangan Oksidasi (Biloks/BO)

1. Bilangan oksidasi unsur bernilai = 0
Contoh: Cu, Fe, N₂, O₂, dan sebagainya.

2. Bilangan oksidasi pada senyawa

- Jumlah biloks unsur-unsur bernilai = 0



$$3 \text{ biloks H} + \text{biloks P} + 4 \text{ biloks O} = 0$$

$$\text{Biloks H} = +1 ; \text{O} = -2 ; \text{P} = +5$$

$$\text{Senyawa H}_3\text{PO}_4 = 3(1) + 5 + [4 \times (-2)] = 0$$

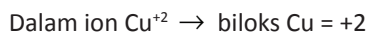
- Biloks H = 1, kecuali pada hidrida logam biloks H = -1 (contoh: KH, CaH₂).

- Biloks O = -2, kecuali pada senyawa peroksida (misal: H₂O₂) biloks O = -1, senyawa superoksida (misal: RbO₂) biloks O = -, senyawa OF₂ dengan biloks O = +2.

- Biloks F = -1.

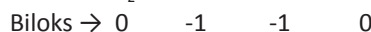
- Biloks logam gol IA = +1, IIA = +2, IIIA = +3.

3. Biloks ion sama dengan muatannya



c. Reduktor-Oksidator

- ✓ Reduktor (pereduksi) → zat yang menyebabkan zat lain mengalami reduksi, sedangkan dirinya sendiri mengalami oksidasi.
- ✓ Oksidator (pengoksidasi) → zat yang menyebabkan zat lain mengalami oksidasi, sedangkan dirinya sendiri mengalami reduksi.



F_2 : mengalami reduksi (oksidator)
 Cl^- : mengalami oksidasi (reduktor)
 F^- : hasil reduksi
 Cl_2 : hasil oksidasi

B. Menyetarakan Reaksi Redoks

a. Cara Bilangan Oksidasi

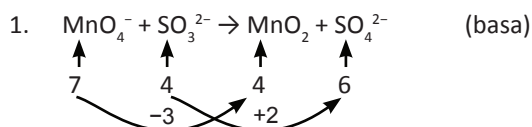
1. Tulis reaksi, tentukan yang biloks zat yang berubah.
2. Samakan jumlah atom kiri dan kanan (yang mengalami perubahan biloks saja)
3. Tentukan perubahan biloks dan samakan (kali silang).
4. Tulis ulang reaksi dengan koefisien reaksinya.
5. Samakan jumlah O dan H kiri dengan kanan dengan cara:

Suasana asam: tambah H_2O pada ruas yang kurang O, tambah H^+ pada ruas lain.

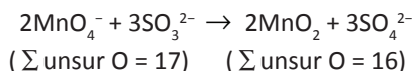
Suasana basa: tambah H_2O pada ruas yang kelebihan O, tambah OH^- pada ruas lain

6. Sempurnakan reaksi dan cek.

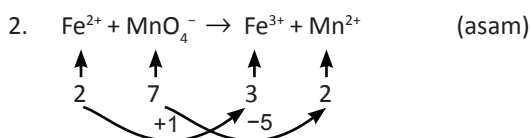
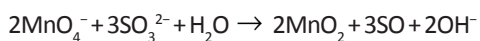
Contoh:



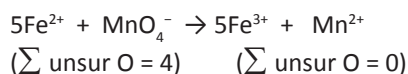
Agar setara maka reaksi reduksi (mengalami penurunan biloks) dikali 2, sedangkan reaksi oksidasi (mengalami kenaikan biloks) dikali 3. Sehingga reaksinya menjadi:



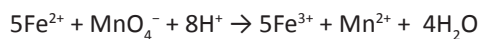
Suasana basa: tambah H_2O pada ruas yang kelebihan O (ruas kiri), tambah OH^- pada ruas lain (ruas kanan). Sehingga reaksinya menjadi:



Agar setara maka reaksi oksidasi (mengalami kenaikan biloks) dikali 5, sedangkan reaksi reduksi (mengalami penurunan biloks) dikali 1. Sehingga reaksinya menjadi:



Suasana asam: tambah H_2O pada ruas yang kurang O, tambah H^+ pada ruas lain. Sehingga reaksinya menjadi:



b. Cara Setengah Reaksi

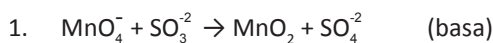
1. Tulislah reaksi oksidasi dan reduksinya secara terpisah dalam bentuk ion-ion.
2. Samakan jumlah atom kiri dan kanan (yang mengalami perubahan biloks saja).
3. Samakan jumlah O dan H kiri dengan kanan dengan cara:

Suasana asam: tambah H_2O pada ruas yang kurang O, tambah H^+ pada ruas lain.

Suasana basa: tambah H_2O pada ruas yang kelebihan O, tambah OH^- pada ruas lain.

4. Samakan jumlah muatan kiri dan kanan dengan menambahkan elektron.
5. Kali silang elektron terlibat dan pakai sebagai koefisien.
6. Jumlahkan

Contoh:



Pada reaksi: $MnO_4^- \rightarrow MnO_2$

Biloks Mn: ruas kiri = 7; ruas kanan = 4

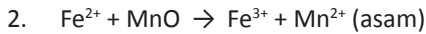
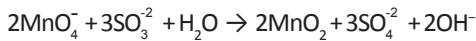
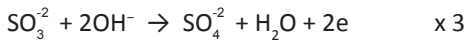
\sum unsur O: ruas kiri = 4; ruas kanan = 2

Pada reaksi: $SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$

Biloks S: ruas kiri = 4; ruas kanan = 6

\sum unsur O: ruas kiri = 3; ruas kanan = 4

Berdasarkan langkah nomor 3—5 maka:



Pada reaksi: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ (asam)

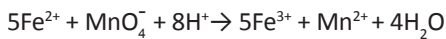
Biloks Fe: ruas kiri = 2; ruas kanan = 3

Pada reaksi: $\text{MnO} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ (asam)

Biloks Mn: ruas kiri = 7; ruas kanan = 2

xunsur O: ruas kiri = 4 ; ruas kanan = 0

Berdasarkan langkah nomor 3—5 maka:



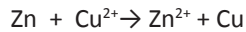
C. Potensial Reduksi (E°)

- ✓ Potensial reduksi (E°) adalah besarnya potensial listrik yang dihasilkan pada suatu peristiwa penangkapan elektron (reaksi reduksi).
- ✓ Jika potensial reduksi (E°) suatu unsur semakin besar maka unsur tersebut akan semakin mudah mengalami reaksi reduksi. Sebaliknya, semakin kecil potensial reduksinya maka akan semakin mudah mengalami reaksi oksidasi.
- ✓ Deret Volta:

K-Ba-Ca-Na-Mg-Al-Mn-(H_2O)-Zn-Cr-Fe-Cd-Co-Ni-Sn-Pb-(H)-Sb-Bi-Cu-Hg-Ag-Pt-Au

Dari kiri ke kanan harga E° semakin besar (semakin mudah direduksi). Dari kanan ke kiri semakin mudah dioksidasi (semakin aktif). Unsur logam sebelah kiri dapat mereduksi kation logam sebelah kanan.

Contoh:



D. Sel Volta atau Galvani

- ✓ Percobaan elektrokimia pada sel Volta atau Galvani adalah percobaan untuk mengubah energi kimia menjadi energi listrik.
- ✓ Elektrode \Rightarrow KAPAN : **K**atode g **P**ositif (+),
Anode g **N**egatif (-)
- ✓ Reaksi \Rightarrow Katode g reduksi,
Anode g oksidasi
- ✓ $E_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{katode}} - E^\circ_{\text{anode}}$

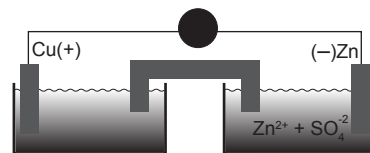
Harga E_{sel} g jika positif (+) maka reaksi berlangsung spontan dan menghasilkan energi listrik.

Contoh:

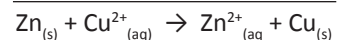
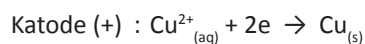
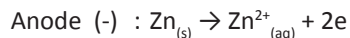
Elektrode : tembaga ($E^\circ_{\text{Cu}} = 0,34$ volt)

seng ($E^\circ_{\text{Zn}} = -0,76$ volt)

Elektrolit : larutan CuSO_4 dan ZnSO_4

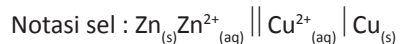


Reaksi sel:



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

$$= 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ volt}$$



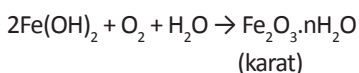
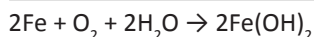
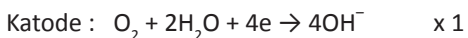
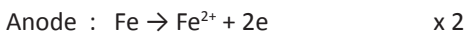
- ✓ Contoh sel volta yang lain: baterai dan aki.

E. Korosi

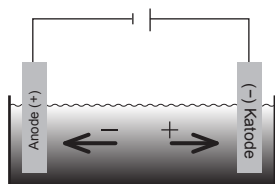
- ✓ Korosi (perkaratan logam) adalah suatu reaksi oksidasi terhadap logam oleh oksigen dari udara.
- ✓ Besi yang diperjualbelikan di pasaran bukanlah besi murni, namun dicampur

dengan unsur karbon. Biasanya, kadar karbon pada besi tidak merata, ada bagian tertentu yang kadarnya tinggi, namun di bagian lain kadarnya rendah.

- ✓ Proses korosi bisa dianggap sebagai proses elektrokimia, bagian besi dengan kadar karbon rendah akan bertindak sebagai anode, sedangkan bagian yang kadar karbonnya tinggi bertindak sebagai katode.



F. Sel Elektrolisis

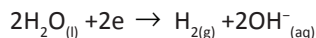


- ✓ Kebalikan dari sel Volta/Galvani, sel elektrolisis merupakan proses elektrokimia yang mengubah energi listrik menjadi energi kimia.
- ✓ Elektrode \Rightarrow KNAF:
Katode \rightarrow kutub **N**egatif (-)
Anode \rightarrow kutub **P**ositif (+)
- ✓ Reaksi:
 \Rightarrow Ka-Red: Katode \rightarrow reaksi Reduksi;
 \Rightarrow An-Oks: Anode \rightarrow reaksi Oksidasi
- ✓ Reaksi pada Sel Elektrolisis.

Di Katode (-) \rightarrow terjadi reaksi reduksi

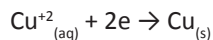
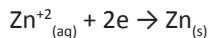
1. Elektrolit = leburan \rightarrow kation apa saja dapat direduksi.
2. Elektrolit = larutan \rightarrow perhatikan kation.
 Bila kation berasal dari golongan unsur IA, IIA, Al, Mn tidak dapat direduksi maka yang direduksi air.

Reaksinya, yaitu:



Sedangkan, untuk kation dari unsur yang lain dapat direduksi menjadi logamnya.

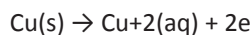
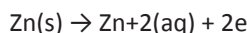
Contoh:



Di Anode (+) \rightarrow terjadi reaksi oksidasi

- Elektrode = tidak inert (selain Pt, C, Au) g anode dioksidasi.

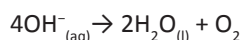
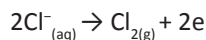
Contoh:



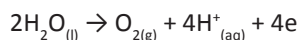
- Elektrode = inert (Pt, C, dan Au) g perhatikan anion terlebih dahulu:

Anion = F^- , Cl^- , Br^- , I^- , $\text{OH}^- \rightarrow$ teroksidasi

Reaksinya:



Anion = oksidasi (SO_4^{2-} , NO_3^- , dan seterusnya) \rightarrow tidak teroksidasi, yang dioksidasi air. Reaksinya:



G. Hukum Faraday

Hukum Faraday I \rightarrow "Jumlah zat yang diendapkan atau melarut di elektrode berbanding lurus dengan jumlah arus listrik yang mengalir pada elektrolit."

$$W = e \cdot F \quad \text{atau} \quad W = \frac{\text{Ar}}{\text{val}} \times \frac{i \times t}{96.500}$$

Hukum Faraday II \rightarrow "Jika beberapa larutan dielektrolisis dengan arus listrik yang sama maka massa zat yang dihasilkan berbanding lurus dengan massa ekuivalen zat-zat tersebut."

$$W_1 : W_2 = e_1 : e_2$$

Bab 9

Kimia Unsur

A. Gas Mulia (VIII A)

a. Unsur-unsur Gas Mulia dan Sifat-sifatnya

Unsur	Lambang
Helium	${}^4_2\text{He}$
Neon	${}^{20}_{10}\text{Ne}$
Argon	${}^{40}_{18}\text{Ar}$
Kripton	${}^{84}_{36}\text{Kr}$
Xenon	${}^{131}_{54}\text{Xe}$
Radon	${}^{222}_{86}\text{Rn}$

Sifat-sifat umum:

1. Tak berwarna, tak berbau, tak berasa, sedikit larut dalam air.
2. Konfigurasi elektron stabil sehingga sangat sukar bereaksi.
3. Energi ionisasi sangat tinggi.
4. Di alam selalu dalam keadaan bebas (gas monoatomik).
5. Semua gas mulia terdapat di atmosfer, kecuali Radon (Rn) yang merupakan unsur radioaktif yang terdapat pada rongga batuan uranium.
6. Gas mulia di alam paling banyak adalah He, sedangkan paling sedikit adalah Rn karena merupakan unsur radioaktif.

Unsur gas alam dari atas ke bawah:

1. Jari-jari atom semakin besar.
2. Energi ionisasi semakin kecil.

3. Kestabilan semakin berkurang.
4. Kereaktifan semakin bertambah (He, Ne, Ar belum ditemukan senyawanya. Sedangkan, Kr, Xe, Rn sudah ditemukan dalam bentuk senyawanya).
5. Kelarutan semakin bertambah (He, Ne praktis larut dalam air, sedangkan Ar, Kr, Xe, Rn larut dalam air karena ukuran atomnya semakin besar).

b. Cara Memperoleh Gas Mulia

1. He, Ne, Ar, Kr, Xe → destilasi dari udara cair.
2. He → pemisahan dari gas alam
3. Rn dan He → peluruhan unsur radium (Ra)

c. Penggunaan Gas Mulia

1. He:
 - Pengisi balon udara.
 - Dicampur dengan O_2 untuk pernapasan buatan para penyelam.
 - Sebagai pendingin untuk suhu mendekati 0 K.
2. Ne, Ar, Kr, Xe untuk mengisi lampu tabung, lampu reklame, dan pendingin pada reaktor nuklir.
3. Xe untuk obat bius, sedangkan senyawa Xe dan oksigen (XeO_3 dan XeO_4) merupakan oksidator kuat.
4. Rn digunakan untuk terapi kanker karena Rn bersifat radioaktif.

B. Halogen (VIIA)

a. Unsur-unsur Halogen

Halogen merupakan unsur pembentuk garam. Unsur-unsur halogen bersifat elektronegatif dan mudah bereaksi dengan unsur elektropositif untuk membentuk senyawa garam.

Unsur	Wujud dan Warna	Sumber
Fluor ($_9\text{F}$)	Gas, kuning muda	Fluorspar (CaF_2), kriolit (Na_2AlF_6)
Klor ($_{17}\text{Cl}$)	Gas, hijau kekuningan	Dari air laut dalam bentuk NaCl , KCl , MgCl , CaCl_2
Brom ($_{35}\text{Br}$)	Cairan, merah kecokelatan	Dari air laut dalam bentuk NaBr , KBr , MgBr
Iod ($_{53}\text{I}$)	Padat, ungu	Dari air laut dalam bentuk NaI , KI , MgI_2

b. Sifat-sifat Unsur Halogen

1. Sifat-sifat periodik

Dari atas ke bawah semakin besar	Dari atas ke bawah semakin kecil
<ul style="list-style-type: none"> Jari-jari atom Berat jenis Titik didih 	<ul style="list-style-type: none"> Energi ionisasi Kelektronegatifan Sifat oksidator Kereaktifan

2. Reaksi pendesakan

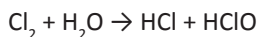
Unsur halogen yang di atas dapat mengoksidasi/mendesak ion halida yang ada di bawahnya:

- $\text{F}_2 + \text{KBr} \rightarrow \text{KF} + \text{Br}_2$
- $\text{Br}_2 + \text{NaCl} \rightarrow$

3. Cl_2 , Br_2 , dan I_2 dalam air mengalami reaksi disproporsionasi/autoredox

Reaksi autoredox adalah reaksi redoks dimana terdapat satu unsur yang mengalami reaksi reduksi dan oksidasi sekaligus.

Contoh:



4. Dapat membentuk senyawa interhalogen

Senyawa interhalogen adalah senyawa antardua unsur halogen

Biloks	Senyawa
+1	ClF , BrCl
+3	BrF_3 , ICl_3
+5	ClF_5 , IF_5
+7	IF_7 , IBr_7

c. Cara Pembuatan Halogen

1. Di industri

	Proses Pembuatan
F_2	Proses Moissan: Elektrolisis campuran HF dan KHF_2 cair.
Cl_2	Proses Downs : Elektrolisis leburan NaCl Proses Gibbs : Elektrolisis larutan NaCl Proses Deacon : $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$
Br_2	Mengoksidasi ion bromida yang terdapat dalam air laut dengan klorin. Reaksinya: $\text{Cl}_{2(g)} + 2\text{Br}^-_{(aq)} \rightarrow 2\text{Cl}^-_{(aq)} + \text{Br}_{2(l)}$
I_2	Mengoksidasi ion iodida yang terdapat dalam air laut dengan klorin. Reaksinya: $\text{Cl}_{2(g)} + 2\text{I}^-_{(aq)} \rightarrow \text{I}_{2(aq)} + 2\text{Cl}^-_{(l)}$

2. Di laboratorium

- Memanaskan campuran garam halida dan MnO_2 dalam suasana asam (X = unsur halogen).
Reaksinya:
 $2\text{NaX} + \text{MnO}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NaHSO}_4 + \text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{X}_2$
- Mereaksikan asam halogen pekat dengan KMnO_4 (X = unsur halogen):
 $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HX} \rightarrow 2\text{MnX}_2 + 2\text{KX} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{X}_2$

d. Asam Halogen

1. Asam halida : HF, HCl, HBr, HI

- Urutan kekuatan asam:
 $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$
Artinya, di antara asam halogen, HF asam paling lemah, sedangkan HI asam kuat paling kuat.
- Urutan titik didih:
 $\text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI} < \text{HF}$ (antarmolekul HF terdapat ikatan hidrogen)

sehingga titik didih HF menjadi paling tinggi).

2. Asam oksihalogen

Merupakan senyawa asam halogen yang mengandung unsur oksigen. Cl, Br, I dapat membentuk senyawa asam oksihalogen, namun unsur F tidak bisa.

Rumus	Biloks X	Nama
HXO	+1	Asam hipohalit
HXO ₂	+3	Asam halit
HXO ₃	+5	Asam halat
HXO ₄	+7	Asam perhalat

Contoh:

HClO : asam hipoklorit

HBrO₂ : asam bromit

HBrO₃ : asam bromat

HIO₄ : asam periodat

Kekuatan asam oksihalogen:

- $\text{HXO}_4 > \text{HXO}_3 > \text{HXO}_2 > \text{HXO}$
- $\text{HClO} > \text{HBrO} > \text{HIO}$

e. Kegunaan Unsur/Senyawa Halogen

1. CCl₂F₂ (gas freon) → digunakan sebagai zat pendingin pada kulkas dan AC.
2. (C₂F₄)_n (Teflon) → sebagai bahan pelapis panci tahan panas
3. NaCl g garam dapur, penyedap masakan.
4. KCl → digunakan sebagai pupuk bagi tumbuhan.
5. Ca(OCl)₂ (kaporit) → desinfektan dan penjernih air.
6. NaBr → digunakan sebagai obat penenang dalam dunia kedokteran.
7. PVC (Poly Vinyl Klorida) CH₂CHCl → bahan dasar plastik.

C. Oksigen

a. Sifat-sifat

1. Banyak ditemukan dalam wujud gas.
2. Merupakan gas tak berwarna, tak berbau, dan tak berasa.
3. Tidak dapat terbakar, namun dibutuhkan dalam proses pembakaran.

4. Kebanyakan dalam bentuk molekul diatomik berikatan rangkap dua (O₂) dan sedikit dalam bentuk O₃ (ozon).
5. Sangat reaktif. Bereaksi dengan senyawa logam maupun nonlogam membentuk senyawa oksida.

Oksida	Contoh
Oksida basa	Na ₂ O, CaO, Fe ₂ O ₃
Oksida asam	SO ₃ , N ₂ O ₅ , CO ₂ , P ₂ O ₅
Oksida amfoter	Al ₂ O ₃ , ZnO
Oksida indeferen	CO, MnO ₂
Peroksida	H ₂ O ₂ , Na ₂ O ₂
Superoksida	KO ₂ , RbO ₂

b. Pembuatan Oksigen

1. Di alam → melalui proses fotosintesis pada tumbuhan, yaitu dengan reaksi:

$$6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_{2(g)}$$
2. Di laboratorium:
 - Melalui pemanasan oksida logam:

$$2\text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Ag} + \text{O}_2$$
 - Melalui pemanasan H₂O₂

$$2\text{H}_2\text{O}_{2(l)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$$
3. Di industri:
 - Elektrolisis air dengan reaksi:

$$2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{H}_{2(l)} + \text{O}_{2(g)}$$
 - Destilasi bertingkat udara cair.

c. Penggunaan secara Komersial

1. Pengisi tabung udara pernapasan penyelam, antariksa, penderita paru-paru/saluran pernapasan.
2. Campuran O₂ dengan gas asetilena untuk mengelas logam.
3. Oksigen cair (liquid oxygen = lox) untuk bahan bakar pesawat ruang angkasa.

D. Nitrogen

a. Sifat-sifat

1. Merupakan unsur gas terbanyak di atmosfer bumi.
2. Tidak berwarna, tidak berasa, dan tidak berbau.

- Merupakan molekul diatomik yang sangat stabil dengan ikatan rangkap tiga.
- Kurang reaktif.
- Bereaksi dengan logam dan nonlogam pada suhu tinggi : $N_2 + 3Mg \rightarrow Mg_3N_2$

$$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$$
- Dapat mempunyai bilangan oksidasi bervariasi dari -3 hingga +5.

b. Pembuatan Nitrogen dan Senyawanya

Nitrogen (N_2)	Di industri: penyulingan udara cair Di laboratorium: pemanasan garam amonium (NH_4NO_2). $NH_4NO_{2(aq)} \rightarrow N_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$
Amoniak (NH_3)	Di industri: proses Haber $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$ Di laboratorium: $Mg_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Mg(OH)_2 + 2NH_3$ atau $NH_4Cl + KOH \rightarrow KCl + NH_3 + H_2O$
Asam nitrat (HNO_3)	Di industri: proses Ostwald $4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$ $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ $3NO_2 + H_2O \rightarrow 2HNO_3 + NO$ Di laboratorium: dengan mereaksikan $NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HNO_3$

c. Kegunaan Senyawa Nitrogen

Senyawa	Kegunaan
NH_3	Pembuatan pupuk urea
N_2H_4 (hidrazin)	Bahan bakar roket
N_2	Isi bola lampu
N_2O	Obat bius
NO	Gas air mata
N_2O_3, HNO_2, NO_2^-	Antioksidan
HNO_3	Membuat aquaregia (pelarut emas atau platina)

E. Alkali (IA) dan Alkali Tanah (IIA)

a. Unsur-unsur Alkali dan Alkali Tanah

Unsur Alkali	Warna Nyala	Sumber
7_3Li	Merah terang	Spodumen $Li.Al(SiO_3)_2$
${}^{23}_{11}Na$	Kuning	Garam air laut NaCl

${}^{39}_{19}K$	Merah muda	Mineral silvit: KCl
${}^{85}_{37}Rb$	Merah lembayung	Fosfat trifilit
${}^{133}_{55}Cs$	Merah lembayung	Fosfat trifilit

Unsur Alkali Tanah	Warna Nyala	Sumber
9_4Be	-	Beril: $Be_3Al_2(SiO_3)_6$
${}^{24}_{12}Mg$	Putih	Magnesit: $MgCO_3$
${}^{40}_{20}Ca$	Jingga	Gips: $CaSO_4 \cdot 2H_2O$
${}^{88}_{38}Sr$	Merah	strontianit: $SrCO_3$
${}^{137}_{56}Ba$	Hijau	Barit: $BaSO_4$

b. Sifat Umum Unsur Alkali dan Alkali Tanah

	Logam Alkali
Reaksi dengan oksigen	Li, Na, K, Rb, Cs $\rightarrow L_2O$ (oksida) Na, K, Rb, Cs $\rightarrow L_2O_2$ (peroksida) K, Rb, Cs $\rightarrow LO_2$ (superoksida)
Reaksi dengan air	Berlangsung dengan spontan $L + 2H_2O \rightarrow 2LOH + H_2$
Sifat basa	Semua kuat
Unsur terbanyak	Na
Unsur radioaktif	${}^{223}_{87}Ba$
Pembuatan	Elektrolisis leburan garamnya
Kelarutan garam dalam air	Semua larut, kecuali LiF, Li_2CO_3

	Logam Alkali Tanah
Reaksi dengan oksigen	Be, Mg, Ca, Sr, Ba $\rightarrow LO$ (oksida) Sr, Ba $\rightarrow LO_2$ (peroksida)
Reaksi dengan air	Reaksinya kurang spontan $L + 2H_2O \rightarrow L(OH)_2 + H_2$
Sifat basa	$Be(OH)_2$ amfoter, $Mg(OH)_2$ lemah, yang lain basa kuat.
Unsur terbanyak	Ca
Unsur radioaktif	${}^{226}_{87}Ra$

Pembuatan	Elektrolisis leburan garamnya
Kelarutan garam dalam air	Kelarutan dalam air semakin kecil

c. Sifat Periodik Unsur Alkali dan Alkali Tanah

Sifat	Dari atas ke bawah	Antara IA dan IIA
Jari-jari atom	Semakin besar	IA > IIA
Energi ionisasi	Semakin kecil	IA < IIA
Kereaktifan	Semakin kuat	IA > IIA
Sifat reduktor	Semakin kuat	IA > IIA
Sifat logam	Semakin kuat	IA > IIA
Sifat basa	Semakin kuat	IA > IIA
Titik lebur	Semakin rendah	IA < IIA
Reaksi dengan air	Semakin kuat	IA > IIA

d. Kelarutan Senyawa Alkali dan Alkali Tanah

1. Senyawa alkali semua larut dengan baik di dalam air.
2. Unsur alkali tanah yang membentuk ikatan senyawa dengan:
 - Cl^- , Br^- , I^- , dan NO_3^- dapat larut dalam air.
 - CO_3^{2-} tidak dapat larut dalam air.
 - OH^- dan F^- , semakin ke bawah akan semakin mudah larut.
 - SO_4^{2-} dan CrO_4^{2-} , semakin ke bawah akan semakin sukar larut.

e. Kegunaan

Unsur	Kegunaan
Li	Li + Al + Mg untuk membuat badan pesawat Untuk membuat baterai litium Li_2CO_3 untuk membuat keramik
Na	NaCl untuk garam dapur NaOH untuk membuat sabun keras NaHCO_3 untuk pengembang kue
K	KCl untuk pupuk KOH untuk membuat sabun lunak KNO_3 untuk membuat bahan peledak

Rb	Untuk membuat sel fotolistrik
Cs	Untuk membuat sel fotolistrik Untuk katalis reaksi hidrogenasi
Be	Untuk pembuatan rudal (<i>missile</i>) Untuk pembuatan tabung sinar X Be + Cu untuk pembuatan berbagai peralatan listrik
Mg	$\text{Mg}(\text{OH})_2$ (susu magnesia) untuk antasida (obat mag) MgSO_4 (garam inggris) untuk laksatif usus (zat pencahar) Mg + Al + Li (magnalium) untuk badan pesawat terbang
Ca	CaC_2 (kalsium karbida) untuk bahan baku pembuatan gas asetilen CaCl_2 untuk zat pengering CaOCl_2 (kaporit) untuk desinfektan dan penjernihan air CaSO_4 (gypsum) untuk penyambung tulang patah $\text{Ca}(\text{CN})_2$ untuk racun tikus
Sr	Untuk membuat kembang api Pembuatan tabung kaca TV berwarna
Ba	BaSO_4 + ZnS untuk pembuatan cat
Ra	Sumber radioaktif bidang kedokteran

Bab 10

Kimia Karbon











A. Macam-macam Senyawa Karbon

- Karbon merupakan unsur ber lambang C, memiliki nomor atom 6, dan terletak pada periode 2.
- Elektron valensi dari karbon = 4 (golongan IVA). Karbon bukan unsur elektropositif (unsur yang cenderung melepaskan elektron valensinya) maupun elektronegatif (unsur yang cenderung menerima elektron), melainkan unsur yang cenderung berikatan kovalen (pemakaian elektron bersama).
- Senyawa karbon sangat berlimpah di alam, di antaranya:

Kelompok	Jenis	Gugus Fungsi	Rumus Umum	Contoh
ALIFATIK	Hidrokarbon	Alkana	$-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$ $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ (propana)
		Alkena	$-\text{CH}=\text{CH}-$ C_nH_{2n}	$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2-\text{CH}_3$ 2-butena
		Alkuna	$-\text{C}\equiv\text{C}-$ $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$ (2-butuna)
		Alkadiena	$-\text{HC}=\text{C}=\text{CH}-$ $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ 1,3-butadiena
	Haloalkana	Alkilhalida	$\text{R}-\text{X}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{Cl}$ 1 kloro propana

Kelompok	Jenis	Gugus Fungsi	Rumus Umum	Contoh
ALIFATIK	Turunan air	Alkanol/alkohol	$\text{R}-\text{OH}$ $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ 1-propanol/n-propil alkohol
		Alkoksi alkana/eter	$\text{R}-\text{O}-\text{R}'$ $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_3$ metoksi etana/ metil etil eter
	Karbonil	Alkanal/aldehid	$\text{R}-\text{C}-\text{H}$ O $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{H}$ O Propanal/ propionaldehid

	Alkanon/Keton	$\text{R}-\text{C}-\text{R}'$ O $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{CH}_3$ O 2-butanon/etil metil keton
Karboksilat	Asam alkanat/asam karboksilat	$\text{R}-\text{C}-\text{OH}$ O $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{OH}$ O asam propanoat
	Ester/alkil alkanat	$\text{R}-\text{C}-\text{OH}$ OR' $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{OCH}_3$ O metil propanoat
Senyawa nitrogen	Amina	$\text{R}-\text{NH}_2$ $\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ Propil amina
	Amida	$\text{R}-\text{C}-\text{NH}_2$ O $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{ON}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}-\text{NH}_2$ O Butanamida
	Nitro	$\text{R}-\text{NO}_2$ $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NO}_2$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NO}_2$ Nitropropana

Kelompok		Jenis	Gugus Fungsi	Rumus Umum	Contoh	
SIKLIS	Homo-siklik	Alisiklik	Sikloalkana	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \end{array}$	Siklobutana	
			Sikloalkena	$\begin{array}{c} \text{CH} = \text{CH} \\ \quad \quad \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \end{array}$	Siklobutena	
		Aromatik	Benzena dan turunannya			
						
			Benzena	fenol	benzaldehyd	asam benzoat
	Polisiklik					
		naftalena	antrasena		fenantrena	
	Hetero-siklik					
		Piridin	pirimidin		nikotin	

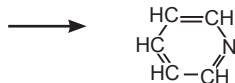
- Senyawa karbon alifatik adalah senyawa hidrokarbon yang rantai C-nya terbuka.
Contoh: $-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$
- Senyawa siklik adalah senyawa hidrokarbon yang rantai C-nya tertutup atau melingkar.

Contoh: fenol



- Senyawa aromatik adalah senyawa siklik yang mempunyai ikatan rantai C rangkap dan tunggal.

Contoh: piridin



B. Alkana, Alkena, Alkuna

Alkana, alkena, atau alkuna merupakan senyawa karbon yang rumus strukturnya membentuk rantai karbon yang panjang.

a. Alkana

Rumus empirisnya



- Alkana merupakan senyawa karbon yang memiliki rantai karbon tunggal.
- Unsur karbon pada senyawa alkana mempunyai 4 ikatan, baik ikatan C-H maupun C-C.

Contoh:

Metana ($n = 1$): CH_4

Etana ($n = 2$): CH_3-CH_3

Propana ($n = 3$): $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

b. Alkena

Rumus empirisnya



- Alkena merupakan senyawa karbon yang memiliki rantai karbon rangkap dua.
- Pada senyawa alkena selalu terdapat minimal satu ikatan rangkap C=C.
- Pada jumlah unsur karbon (C) yang sama dengan senyawa alkana, unsur hidrogen pada senyawa alkena jumlahnya lebih sedikit.

Contoh:

Etena ($n = 2$): ${}_2\text{HC}=\text{CH}_2$

Propena ($n = 3$): ${}_2\text{HC}=\text{CH}-\text{CH}_3$

Butena ($n = 4$): ${}_2\text{HC}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

c. Alkuna

Rumus empirisnya



- Alkuna merupakan senyawa karbon yang memiliki rantai karbon rangkap tiga.
- Pada senyawa alkena selalu terdapat minimal satu ikatan rangkap C=C.
- Pada jumlah unsur karbon (C) yang sama dengan senyawa alkana dan alkena, unsur hidrogen pada senyawa alkuna jumlahnya lebih sedikit.

Contoh:

Etuna ($n = 2$): $\text{HC}\equiv\text{CH}$

Propena ($n = 3$): $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$

Butena ($n = 4$): $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

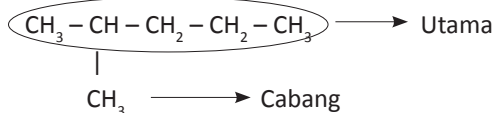
d. Tatanama

1. Penamaan Tanpa Cabang

Jumlah Atom C	Alkana	Alkena	Alkuna
1	Metana	-	-
2	Etana	Etena	Etuna
3	Propana	Propena	Propuna
4	Butana	Butena	Butuna
5	Pentana	Pentena	Pentuna
6	Heksana	Heksena	Heksuna
7	Heptana	Heptena	Heptuna
8	Oktana	Oktena	Oktuna
9	Nonana	Nonena	Nonuna
10	Dekana	Dekena	Dekuna

2. Terdapat cabang

Contoh:



Rantai utama = pentana

Cabang = CH_3 = metil

Letak cabang = C no.2

Maka, namanya menjadi 2-metil pentana

3. Nama-nama cabang

CH_3 = metil

C_2H_5 = etil

C_3H_7 = propil

C_4H_9 = butil

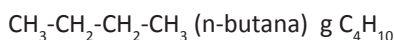
C_5H_{11} = pentildan seterusnya.

C. Isomer

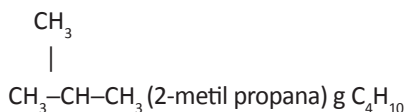
Isomer adalah senyawa-senyawa yang mempunyai rumus molekul sama, namun rumus strukturnya atau rumus ruang/geometrinya berbeda. Karena itu, isomer dibagi menjadi dua, yaitu:

a. Isomer Struktur

1. **Isomer kerangka** g senyawa-senyawa yang mempunyai rumus molekul sama, namun bentuk rangkanya berbeda. **Contoh:**

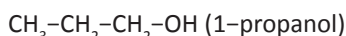


Dengan

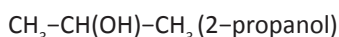


2. **Isomer posisi** g senyawa-senyawa yang mempunyai rumus molekul dan gugus fungsi sama, namun letak gugus fungsinya berbeda.

Contoh:

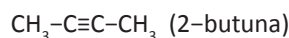


Dengan

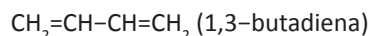


3. **Isomer gugus fungsi** g senyawa-senyawa yang mempunyai rumus molekul sama, namun gugus fungsinya berbeda.

- Alkohol dengan eter ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$)
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ (1-propanol)
Isomer dengan
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3$ (metoksi etana)
- Aldehid dengan keton ($\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$)
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$ (propanal)
Isomer dengan
 $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ (propanon)
- Asam karboksilat dan ester ($\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$)
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ (asam propanoat)
Isomer dengan
 $\text{CH}_3\text{-C(=O)-O-CH}_3$ (metil etanoat)
- Alkena dan sikloalkana (C_nH_{2n})
 $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_3$ (propena)
Isomer dengan
 $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ / \quad | \\ \text{CH}_2\text{-CH}_2 \end{array}$ siklopropana
- Alkuna dengan alkadiena ($\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$)



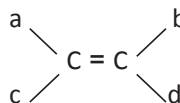
Isomer dengan



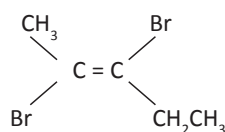
b. Isomer Ruang

1. **Isomer geometri/cis-trans** g rumus molekul sama, bentuk geometri beda (*cis* = sebidang, *trans* = menyilang).

Ciri-ciri rumus bangunnya:



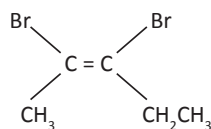
Contoh:



$a \neq c$
 $b \neq d$

Trans 1,2 dibromo 2 pentena

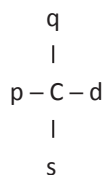
Isomer dengan



Cis 1,2 dibromo 2 pentena

2. **Isomer optik** g senyawa yang mempunyai rumus molekul sama, namun sifat optik beda.

Ciri-ciri: ada atom C asimetrik, yaitu atom C yang mengikat atom atau gugus yang semuanya beda.

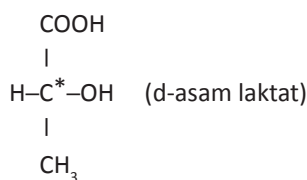


$p \neq q \neq r \neq s$

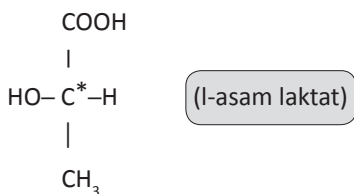
Isomeri berdasar arah putar bidang cahaya terpolarisasi:

- *Dekstro* (d): memutar ke kanan
- *Levo* (l): memutar ke kiri

Contoh:



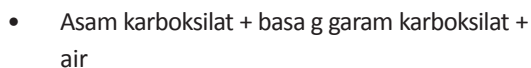
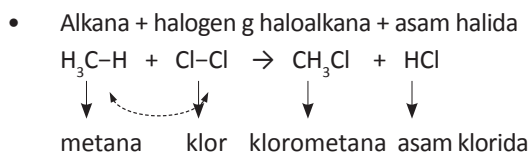
Isomer dengan



D. Reaksi Senyawa Karbon

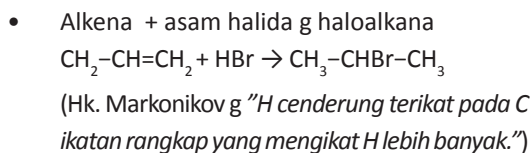
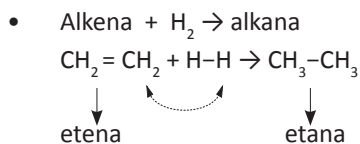
a. Reaksi Substitusi = Penggantian

Ciri-ciri: tidak ada ikatan rangkap



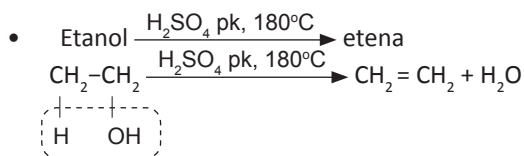
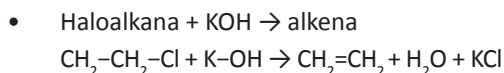
b. Reaksi Adisi = Penambahan

Ciri: terjadi pemutusan ikatan rangkap

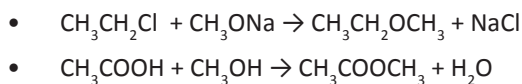


c. Reaksi Eliminasi = Pengurangan

Ciri: terjadi pembentukan ikatan rangkap



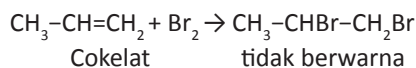
d. Reaksi Kondensasi = Penggabungan



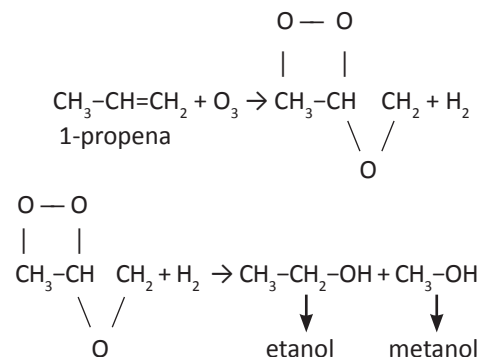
E. Uji Senyawa Karbon

a. Uji Ikatan Rangkap

1. Brominasi:



2. Ozonisasi:



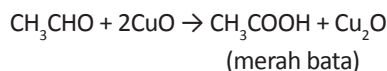
b. Membedakan Eter, Alkohol, dan Fenol

Pembeda	Eter	Alkohol	Fenol
Titik didih	Rendah	Tinggi	Agak tinggi
Wujud	Cair mudah menguap	Cair	Cair mudah beku
Reaksi dengan Na	Tidak bereaksi	Bereaksi	Bereaksi
Reaksi dengan PCl ₃	Tidak bereaksi	Bereaksi	Bereaksi
Reaksi dengan PCl ₅	Tidak bereaksi	Bereaksi	Bereaksi
Reaksi dengan NaOH	Tidak bereaksi	Tidak bereaksi	Bereaksi

c. Membedakan aldehid dan keton

1. Uji reagen Fehling (CuO)

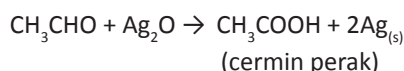
Aldehid: Bereaksi menghasilkan endapan merah bata



Keton: Tidak bereaksi

2. Uji reagen Tollens (Ag₂O dalam NH₄OH)

Aldehid: Bereaksi menghasilkan endapan cermin perak



Keton: Tidak bereaksi

Bab 11

Polimer dan Biokimia



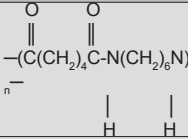
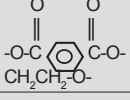

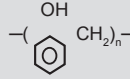


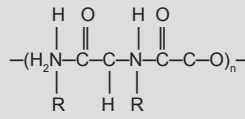
A. Polimer

Polimer (makromolekul) adalah molekul raksasa dengan rantai sangat panjang yang terbentuk dari gabungan molekul-molekul sederhana (monomer).

Klasifikasi	Jenis	Pengertian	Contoh
Berdasarkan sumber	Alam	Terbentuk secara alami dalam tubuh makhluk hidup.	Karet alam (isoprena), amilum, protein, selulosa.
	Sintetik	Hasil sintesis senyawa organik di industri.	Teflon, PVC, dakron, nilon
Berdasarkan reaksi pembentukan	Adisi	Penggabungan monomer yang mempunyai ikatan rangkap.	PVC, polietena, polipropena, teflon, karet alam
	Kondensasi	Penggabungan monomer dan diikuti dengan pelepasan molekul kecil, seperti air.	Polietilen glikol, protein, dakron, nilon, bakelit.
Berdasarkan jenis monomer	Homopolimer	Monomer penyusunnya sejenis	PVC, PVA, karet alam, polietena
	Kopolimer	Monomer tidak sejenis	Nilon, bakelit, dakron
Berdasarkan sifat terhadap panas	Termoplas	Jika dipanaskan menjadi lunak, dapat dicetak lagi menjadi bentuk lain.	PVC, polietena, dan polistirena.
	Termoset	Bentuk permanen, dipanaskan tidak menjadi lunak.	Plastik amino, fenolat, dan bakelit.

Beberapa contoh polimer:

POLIMER	MONOMER	RANTAI POLIMER	SIFAT DAN KEGUNAAN
POLIMER SINTETIK			
1. Polimer Adisi			
Polivinil klorida/PVC (plastik)	Vinil klorida $\text{CH}_2=\text{CHCl}$	$-(\text{CH}_2-\text{CHCl})_n-$	Keras, kaku, mudah dipotong, sukar terbakar, dipakai untuk pipa paralon dan perabot rumah.
Polivinil asetat/PVA	$\text{CH}_2=\text{CHCOOH}$	$-(\text{CH}_2-\text{CH})_n-$ COOH	Dapat menyerap air jauh lebih banyak dari massanya sendiri. Dipakai untuk bahan popok bayi.
Polibutadiena/karet sintetik	1, 3 butadiena $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$	$-(\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2)_n-$	Kurang elastis dibandingkan dengan karet alam, dipakai untuk campuran karet alam atau karet sintetik lainnya.
Neoprena (karet sintetik)	Kloroprena $\text{CH}_2=\text{C}(\text{Cl})-\text{CH}=\text{CH}_2$	$-(\text{CH}_2-\text{C}(\text{Cl})=\text{CH}-\text{CH}_2)_n-$	Tahan terhadap panas, minyak, uap, dan nyala api. Digunakan untuk selang bensin, kemasan barang insulator kawat dan kabel.
Polipropena (plastik)	Propena $-\text{CH}=\text{CH}_2$ CH_3	$-(\text{CH}-\text{CH}_2)_n-$ CH_3	Untuk membuat tangki air, badan perahu (boat), dan tali plastik.
Teflon/poli-tetrafluoroetana (plastik)	Tetrafluoroetana $\text{F}_2\text{C}=\text{CF}_2$	$-(\text{CF}_2-\text{CF}_2)_n-$	Sangat keras, tahan panas, dipakai untuk pengganti logam, seperti pengganti wajan dari besi.
Polistirena (plastik)	Stirena $-\text{C}(\text{C}_6\text{H}_5)=\text{CH}_2$	$-(\text{CH}-\text{CH}_2)_n-$ C_6H_5	Kenyal, sukar dipotong, bisa terbakar, banyak dipakai untuk isolator listrik dan perangkat elektronika.

Stirena butadiena rubber/SBR (karet sintetik)	1, 3 butadiena: $H_2C=CH-CH=CH_2$ dengan stirena: $-C-C=CH_2$ 	$-CH_2CH=CHCH_2CH_2CH_2-$ 	Memiliki sifat seperti neoprena. Merupakan karet sintetik yang terbanyak diproduksi. Untuk ban kendaraan.
2. Polimer Kondensasi			
Nilon	Asam adipat $HOOC(CH_2)_4COOH$ Heksametilenadamin $H_2N(CH_2)_6NH_2$	$-(C(CH_2)_4C(=O)N(CH_2)_6N)-$ 	Kuat, dapat terbakar, untuk bahan tekstil dan untuk tali penguat pada ban.
Tetoron/dakron/ Poliester	Asam paraftalat $HOOC-C_6H_4-COOH$ Etanadiol $HOCH_2CH_2OH$	$-O-C(=O)-C_6H_4-C(=O)-O-CH_2CH_2-O-$ 	Untuk bahan tekstil.
Bakelit	Fenol: OH  Formaldehid CH_2O	$-(C_6H_4-CH_2)_n-$ 	Kuat, stabil terhadap panas, kedap air, digunakan untuk lem dan juga komponen listrik.
Polimer Alam			
1. Polimer Adisi			
Karet alam/ poliisoprena	Isoprena $H_2C=C-CH=CH_2$ 	$-(H_2C-C(CH_3)=CH-CH_2)_n-$ 	Tahan terhadap oksidasi, sinar matahari, nyala api. Digunakan untuk selang bensin, kemasan barang, isolator kawat dan kabel
2. Polimer Kondensasi			
Protein	Asam amino $NH_2-CH(R)-C(=O)OH$	$-(H_2N-CH(R)-C(=O)-NH-CH(R)-C(=O)-O)_n-$ 	
Karbohidrat	Glukosa $C_6H_{12}O_6$	$-(C_6H_{10}O_5-C_6H_{10}O_5)_n-$	

B. Biokimia

a. Karbohidrat

	Pengertian dan Sifat	Jenis	Komposisi	Sumber
Mono-sakarida	<ul style="list-style-type: none"> Unit terkecil karbohidrat yang tidak dapat dihidrolisis lagi. Berbentuk padat, berwarna putih Larut dalam air Bersifat reduktor (gula reduksi) Rasa: manis (fruktosa > glukosa > galaktosa) 	Glukosa	$C_6H_{12}O_6$ (gugus fungsi: aldehid)	Gula merah, buah anggur, madu
		Galaktosa	$C_6H_{12}O_6$ (gugus fungsi: aldehid)	Air susu
		Fruktosa	$C_6H_{12}O_6$ (gugus fungsi: keton)	Semua buah-buahan dan madu
Disa-karida	<ul style="list-style-type: none"> Gabungan dua monosakarida Dapat dihidrolisis menjadi monosakarida Berbentuk padat, berwarna putih Larut dalam air Tak semanis monosakarida (sukrosa > maltosa > laktosa) 	Maltosa	glukosa + glukosa	Kecambah, biji-bijian
		Laktosa	glukosa + galaktosa	Air susu
		Sukrosa	glukosa + fruktosa	Gula pasir/gula tebu
Polisa-karida	<ul style="list-style-type: none"> Polimer dari monosakarida (gabungan banyak glukosa) Rasanya tawar Amilum dan glikogen dapat dihidrolisis menjadi glukosa, selulosa tidak bisa 	Amilum	Polimer glukosa dengan ikatan alfa	Biji dan umbi tanaman
		Glikogen	Polimer glukosa dengan ikatan alfa	jaringan otot hewan dan manusia
		Selulosa	Polimer glukosa dengan ikatan beta	Serat bagian dalam tumbuhan

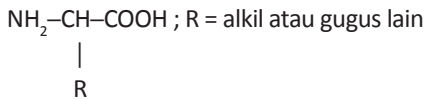
Reaksi Uji Karbohidrat

Uji Reaksi	Identifikasi	Tanda
Uji Fehling	Glukosa, galaktosa, maltosa, laktosa, glikogen	Terbentuk endapan merah bata
Uji Benedict	Glukosa, galaktosa, maltosa, laktosa (banyak digunakan untuk uji kandungan glukosa dalam urine)	Terbentuk endapan merah bata
Uji Tollens	Glukosa, galaktosa, maltosa, laktosa	Terbentuk endapan cermin perak
Uji Seliwanoff	Fruktosa, sukrosa	Terbentuk larutan merah
Uji Iodium	Amilum	Terbentuk warna biru/ungu

b. Asam Amino dan Protein

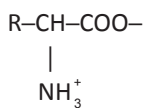
1. Asam amino

Asam amino adalah senyawa organik yang mengandung gugus karboksil ($-\text{COOH}$) dan amina ($-\text{NH}_2$).



Sifat-sifat amino:

- Bersifat amfoter (basa atau asam) karena punya gugus asam ($-\text{COOH}$) dan basa ($-\text{NH}_2$).
- Dapat membentuk ion zwiter, yaitu ion yang bermuatan ganda (+) dan (-).



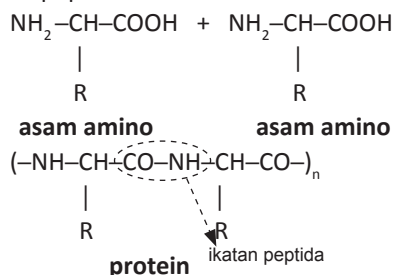
- Larut baik dalam air.
- Tidak mudah menguap.

Asam amino ada 20 macam, 10 di antaranya disebut **asam amino esensial**, yaitu asam amino yang tidak dapat dibuat oleh tubuh manusia, namun sangat dibutuhkan tubuh makhluk hidup. Kebutuhan asam amino esensial disuplai dari makanan yang masuk ke dalam tubuh.

Contoh: histidin, arginin, valin, lisin, isoleusin, treonin, triptofan, leusin, fenil alanin, metionin.

2. Protein

Protein adalah senyawa hasil polimerisasi asam-asam amino yang dihubungkan dengan ikatan peptida.



Macam-macam protein berdasarkan fungsinya:

Jenis	Fungsi	Contoh
Protein struktur	Pembangun struktur jaringan	Kolagen, keratin, fibrin
Protein nutrisi	Cadangan makanan	Ovalbumin dan kasein
Protein pengatur	Mengatur reaksi dalam tubuh	Hormon
Protein transpor	Mengikat dan mengangkut O_2 ke sel-sel tubuh	Hemoglobin

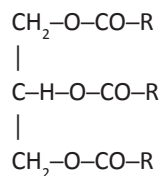
Protein kontraktile	Menggerakkan otot	Aktin dan miosin
Enzim	Katalis reaksi kimia dalam tubuh	Tripsin dan ribonuklease
Protein pelindung (antibodi)	Melindungi tubuh dari serangan penyakit	Imunoglobulin, fibrinogen, dan trombin

3. Uji Asam Amino dan Protein

Reaksi Uji	Identifikasi	Tanda
Uji biuret	Ikatan peptida	Timbul warna larutan ungu
Uji xantho-proteat	Asam amino yang mengandung gugus fenil (cincin benzena)	Timbul warna larutan kuning
Uji timbal asetat	Uji kandungan belerang di dalam asam amino	Timbul endapan hitam
Uji millon	Ikatan peptida	Warna larutan merah

c. Lipida (Gliserida)

Lipida adalah senyawa ester dari asam lemak dan gliserol.

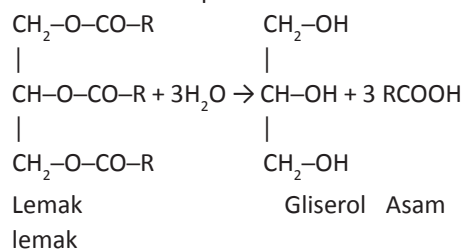


Nama	Wujud	Rantai (R)	Sumber
Minyak	Cair	Alkil tidak jenuh	Tanaman, unggas, ikan
Lemak	Padat	Alkil jenuh	Hewan mamalia

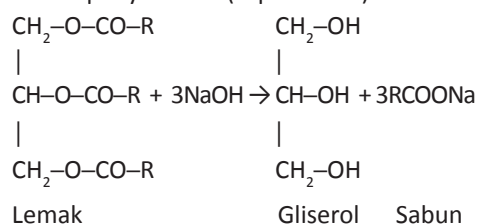
Sifat-sifat kimia lipida:

- Rantai alkil tidak jenuh (ikatan rangkap) mudah mengalami oksidasi sehingga minyak menjadi tengik. Di industri, ikatan rangkap ini biasanya dihidrogenasi (adisi dengan hidrogen) agar menjadi jenuh sehingga minyak cair menjadi padat (margarin).

- Reaksi hidrolisis lipida.



- Reaksi penyabunan (saponifikasi).



Kimia Lingkungan

A. Pencemaran Udara

a. Komposisi Udara Bersih

Gas	Prosentase
Nitrogen (N ₂)	78,084 %
Oksigen (O ₂)	20,948 %
Argon (Ar)	0,934 %
Karbon dioksida (CO ₂)	0,034 %
Neon (Ne)	0,00182 %
Helium (He)	0,00052 %
Metana (CH ₄)	0,0002 %
Kripton (Kr)	0,0001 %

b. Partikel-partikel Pencemar Udara

Udara tercemar adalah udara yang berubah komposisinya akibat adanya berbagai unsur atau senyawa yang berbahaya, di antaranya:

1. Oksida karbon (CO dan CO₂)

Sumber: asap kendaraan bermotor, asap rokok, dan pembakaran bahan bakar minyak.

Efek: CO beracun bagi tubuh karena di dalam tubuh CO akan bereaksi dengan hemoglobin (Hb) dalam darah. Reaksi CO dengan Hb 210 kali lebih kuat dibandingkan dengan O₂ dengan Hb. CO₂ bersama oksida nitrogen, metana, dan CFC juga dapat menyebabkan efek rumah kaca (*global warming*).

2. Oksida belerang (SO₂ dan SO₃)

Sumber: industri H₂SO₄, pembakaran minyak dan batu bara, oksidasi bijih-bijih sulfida di industri.

Efek: SO₂ menyebabkan radang paru-paru dan tenggorokan, serta menyebabkan klorosis (kepuatan) daun tanaman.

SO₃ menyebabkan hujan asam, yang mengakibatkan korosi pada logam-logam dan kerusakan bangunan yang terbuat dari batu pualam.

3. Oksida nitrogen (NO, NO₂, N₂O₅)

Sumber: petir dan asap kendaraan bermotor

Efek: oksida-oksida nitrogen menghasilkan *fotochemical smog* (kabut asap) yang menyebabkan mata perih, sesak napas, dan tanaman layu.

NO₂ + air g HNO₃ menghasilkan hujan asam.

4. Hidrokarbon (CH₄)

Sumber: pembakaran bensin dan minyak bumi.

Efek: efek rumah kaca, *fotochemical smog*, dan anoksia (penyakit kekurangan oksigen)

5. Freon (CF₂Cl₂)

Sumber: pendingin ruangan, lemari es, *hair spray*, deodoran.

Efek: efek rumah kaca dan merusak lapisan ozon.

6. Partikulat

Timbal (Pb)

Sumber: zat aditif bensin (TEL).

Efek: gangguan syaraf pada bayi.

Kadmium (Cd)

Sumber: industri kimia, tekstil, keramik

Efek: penyakit *itay-itay byo*, merusak ginjal, hati, tulang, dan kelenjar gondok.

Merkuri (Hg)

Sumber: industri termometer, industri pengolahan bijih emas, perak, dan tembaga.

Efek: menyebabkan sendi-sendi kaku, gangguan penglihatan, gangguan mental, dan kematian.

Nikel (Ni)

Sumber: batu bara, bahan bakar diesel, dan rokok.

Efek: kanker paru-paru

c. Kasus-kasus Pencemaran Udara

Kasus	Pencemar
Efek rumah kaca (<i>green house effect</i>)	CO ₂ , N ₂ O, CH ₄ , CCl ₂ F ₂ (freon)
Kabut fotokimia (<i>photochemical smog</i>)	Oksida nitrogen, hidrokarbon, O ₃ (ozon)
Hujan asam	SO ₂ , SO ₃ , NO ₂
Lubang ozon	NO, CCl ₂ F ₂ (freon)

B. Pencemaran Air

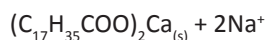
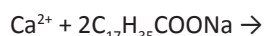
Sumber	Pencemar	Efek
Limbah pertanian	Pupuk	Menyuburkan ganggang dan eceng gondok
	Pestisida	Meracuni ekosistem
	Sampah pertanian	Berbau dan menghalangi aliran air
Limbah rumah tangga	Sampah plastik	Sukar terdegradasi
	Sampah organik	Menimbulkan bau dan sumber kuman
	Limbah detergen	Sukar terdegradasi dan mengandung pospat yang menyuburkan ganggang
Limbah industri (logam berat)	Asam/ basa	Menaikkan/ menurunkan pH
	Pb	Mengganggu sistem syaraf janin dan bayi
	Cd	Penyakit <i>itay itay byo</i>
	Hg	Penyakit teluk minamata

Beberapa istilah tentang pencemaran air:

1. **Dissolved Oxygen (DO)**/oksigen terlarut → jumlah oksigen yang terlarut dalam air. Semakin banyak oksigen yang terlarut maka semakin tinggi harga DO dan semakin bagus kualitas air.

2. **Biochemical Oxygen Demand (BOD)** → banyaknya oksigen yang dibutuhkan oleh mikroorganisme untuk menguraikan zat-zat pencemar yang terdapat dalam air. BOD semakin tinggi maka kualitas air semakin rendah.

3. **Air sadah** → air yang mengandung kation Ca²⁺ dan Mg²⁺. Air sadah menyebabkan air tidak dapat berbuih ketika dicampur dengan sabun. Hal ini disebabkan karena terjadi reaksi:



Kesadahan air ada dua, yaitu:

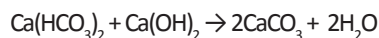
Kesadahan sementara → air mengandung anion HCO₃⁻.

Cara mengatasi:

- Dipanaskan sehingga terjadi reaksi seperti berikut:

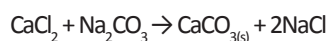


- Ditambah CaO atau Ca(OH)₂ sehingga terjadi reaksi sebagai berikut:



Kesadahan tetap → mengandung anion selain HCO₃⁻, misalnya Cl⁻ dan SO₄²⁻.

Cara mengatasi kesadahan tetap adalah dengan ditambah Na₂CO₃ yang menghasilkan reaksi sebagai berikut:



C. Pencemaran Tanah

- Penggunaan pupuk atau pestisida yang berlebihan
- Limbah radioaktif
- Sampah yang tak bisa diuraikan oleh mikroba, seperti plastik dan karet
- Zat-zat pencemar udara dapat larut bersama air hujan dan mencemari tanah.

Kimia Lingkungan

A. Pengertian

- Dalam sistem larutan, suatu zat disebarkan/dilarutkan ke dalam pelarut membentuk campuran homogen, dimana partikel-partikel zat terlarut bercampur sempurna dengan pelarut sehingga tidak terlihat adanya perbedaan antara zat terlarut dan pelarut.
- Sedangkan dalam sistem suspensi, zat yang disebarkan/dilarutkan ke dalam pelarut membentuk campuran heterogen, dimana partikel-partikel zat terlarut bercampur tidak sempurna sehingga masih terlihat adanya perbedaan antara zat terlarut dan pelarut.
- Dengan cara yang mirip, partikel koloid disebarkan/didispersikan ke dalam suatu medium sehingga menghasilkan sistem koloid.
- Koloid merupakan suatu keadaan materi yang memiliki ukuran di antara ukuran partikel larutan dan suspensi.
- Perbedaan antara larutan, koloid, dan suspensi dapat dilihat pada tabel di bawah.

Sifat	Larutan	Koloid	Suspensi
Ukuran	< 1 nm	1—1.000 nm	> 1.000 nm
Homogenitas	Homogen	Homogen	Heterogen
Bentuk dispersi	Dispersi molekular	Dispersi padatan	Dispersi padatan
Cara pengamatan	Tidak dapat diamati	Dapat diamati dengan mikroskop ultra	Dapat diamati dengan mikroskop biasa
Cara pemisahan	Tidak dapat disaring	Dapat disaring dengan kertas saring ultra	Dapat disaring dengan kertas saring biasa

B. Pengelompokan Koloid

Komponen koloid dibagi menjadi dua, yaitu:

1. **Fase terdispersi**, yaitu zat yang didispersikan ke dalam zat lain.
2. **Fase pendispersi**, yaitu zat yang digunakan untuk mendispersikan fase dispersi.

Berdasarkan fasa zat terdispersi dan medium pendispersi, koloid dapat diklasifikasikan sebagai berikut:

Zat terdispersi	Medium pendispersi	Jenis Koloid	Contoh
Gas	Cair	busa/buih	Krim kocok, busa bir, busa sabun, busa sampo
Gas	Padat	busa padat	Batu apung, karet busa (<i>spons</i>), <i>stirofoam</i>
Cair	Gas	aerosol cair	Kabut, awan
Cair	Cair	Emulsi	Susu, pelembab, mayones, es krim, darah
Cair	Padat	Emulsi padat	Keju (dispersi lemak mentega dalam kasein), mentega, jeli, gelatin
Padat	Gas	Aerosol padat	Asap, debu
Padat	Cair	Sol	Cat, pati dalam air, tinta
Padat	Padat	Sol padat	Berbagai aliase, intan hitam kaca rubi (emas dalam kaca), batu opal

C. Sifat-sifat Koloid

Sistem koloid memiliki sifat-sifat khas yang membedakan dengan larutan sejati. Sifat-sifat koloid, di antaranya:

a. Gerak Brown

- Merupakan gerak zig-zag partikel koloid karena adanya tumbukan antarpartikel koloid.

- Semakin kecil ukuran partikel maka gerak partikel koloid akan semakin cepat.

b. Efek Tyndall

- Merupakan peristiwa penghamburan cahaya oleh partikel-partikel koloid ke segala arah.
- Contoh efek Tyndall yang terjadi di lingkungan dalam kehidupan sehari-hari, yaitu:
 1. Di daerah yang berdebu, cahaya kendaraan bermotor terlihat berhamburan ke segala arah.
 2. Terjadinya penghamburan cahaya proyektor pada gedung bioskop karena adanya debu di dalam gedung.
 3. Warna cahaya sinar matahari yang akan terbenam tampak berwarna merah, hal ini terjadi karena cahaya matahari mengalami difraksi oleh partikel-partikel koloid di atmosfer.

c. Mempunyai Muatan Koloid

Bagian permukaan koloid mempunyai kemampuan untuk menarik atom-atom (molekul/ion) sehingga menyebabkan permukaan partikel koloid mempunyai muatan. Kemampuan permukaan partikel koloid untuk menyerap molekul/ion disebut adsorpsi.

D. Koloid Liofil dan Liofob

Koloid yang medium pendispersi cairan dapat dikelompokkan menjadi dua, yaitu:

a. Koloid Liofil

- Yaitu, koloid yang bagian permukaan partikel terdispersinya mampu menarik medium pendispersinya sebagai akibat dari adanya gaya Van Der Waals atau ikatan hidrogen.
- Jika medium pendispersinya berupa air maka koloid liofil disebut koloid hidrofil.
- Koloid liofil merupakan koloid yang suka air karena jika medium pendispersinya air, permukaan partikel koloid akan mengadsorbsinya.

b. Koloid Liofob

- Yaitu, koloid yang partikel-partikel terdispersinya tidak mampu menarik medium pendispersinya.
- Jika medium pendispersinya berupa air maka koloid liofob disebut koloid hidrofob.
- Koloid liofob disebut juga sebagai koloid yang tidak suka air karena jika medium pendispersinya air maka permukaan partikel koloid tidak akan mengadsorbsinya.

Perbedaan hidrofil dan hidrofob:

Sol Hidrofil	Sol Hidrofob
Efek Tyndall lemah	Efek Tyndall lebih jelas
Mengadsorpsi medium berupa air	Tidak mengadsorpsi medium berupa air
Viskositas koloid lebih besar daripada mediumnya	Viskositas hampir sama
Tidak mudah digumpalkan dengan penambahan elektrolit	Mudah menggumpal dengan penambahan elektrolit
Stabil	Kurang stabil
Terdiri atas zat organik	Zat anorganik

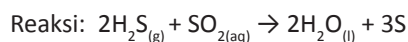
E. Pembuatan Koloid

a. Cara Kondensasi

Yaitu, pembuatan koloid dengan cara penggabungan partikel-partikel larutan sejati menjadi partikel yang lebih besar (partikel koloid). Pembuatan koloid dengan cara kondensasi, misalnya dengan:

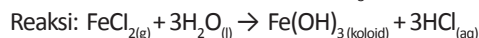
1. Reaksi redoks

Contoh: Pembuatan sol belerang



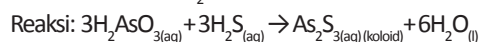
2. Hidrolisis (reaksi dengan air)

Contoh: pembuatan sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$, yaitu ke dalam air mendidih dimasukkan larutan FeCl_3 maka akan terbentuk sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$.



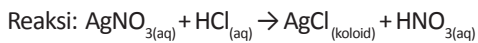
3. Dekomposisi rangkap

Contoh: Sol As_2S_3 dibuat dengan mencampurkan larutan $3\text{H}_2\text{AsO}_3$ encer dengan larutan H_2S encer.



4. Penggantian pelarut

Contoh: Jika larutan jenuh AgNO_3 dicampur dengan asam klorida maka akan terbentuk suatu gel.



b. Cara Dispersi

Dispersi merupakan pemecahan partikel-partikel kasar menjadi partikel koloid secara mekanik, peptisasi atau loncatan dengan bunga api listrik, dan Busur Bredig.

1. **Cara mekanik**, yaitu cara penggerusan atau penggilingan butiran-butiran kasar sampai tingkat kehalusan tertentu.

Contoh: sol belerang dibuat dengan cara menggerus serbuk belerang bersama-sama gula pasir, kemudian mencampurkan serbuk halus tersebut dengan air.

2. **Cara peptisasi**, yaitu pembuatan koloid dari butir-butir kasar dengan bantuan zat pempeptisasi (pemecah)

Contoh: Endapan $\text{Al}(\text{OH})_3$ oleh AlCl_3 .

3. **Cara Busur Bredig**, yaitu cara pembuatan koloid jenis sol logam.

Dua kawat logam yang berfungsi sebagai elektroda dicelupkan ke dalam air, kemudian kedua ujung kawat diberi loncatan listrik.

- Penggumpalan dalam sistem koloid dapat dicegah dengan cara menghilangkan muatan dari koloid tersebut.
- Proses penghilangan muatan koloid dapat dilakukan dengan proses dialisis.

Contoh:

Proses cuci darah dalam dunia kesehatan.

Proses cuci darah yang biasanya sering dilakukan di rumah sakit, umumnya menggunakan alat pencuci darah yang disebut *Haemodialisis*. Proses yang terjadi pada alat ini, yaitu darah kotor dari pasien dilewatkan dalam pipa-pipa yang terbuat dari membran semipermeabel. Selama darah mengalir, ke dalam pipa tersebut dialiri cairan (plasma darah) sebagai pencuci darah. Aliran plasma darah akan membawa ion-ion dalam darah kotor sehingga darah menjadi bersih kembali.

b. Penambahan Stabilator Koloid

- Penambahan suatu zat yang berfungsi sebagai stabilator ke dalam suatu sistem koloid dapat meningkatkan kestabilan koloid. Zat stabilator dalam sistem koloid ada dua, yaitu emulgator dan koloid pelindung.
- Emulgator adalah zat yang ditambahkan ke dalam suatu emulsi (koloid cair dalam cair atau cair dalam padat), yang bertujuan untuk menjaga agar campuran tersebut tidak terpisah.
- Koloid pelindung merupakan koloid yang ditambahkan ke dalam sistem koloid agar menjadi stabil.

Contoh: penambahan gelatin pada pembuatan es krim yang berfungsi agar es krim tidak mudah meleleh dan tetap kenyal.

F. Kestabilan Koloid

- ✓ Koloid merupakan sistem dispersi yang relatif kurang stabil dibandingkan dengan larutan. Produk-produk komersil yang dibuat dalam bentuk sistem koloid, kondisi koloidnya biasanya harus dalam bentuk yang stabil. Contoh produk komersil yang produknya termasuk dalam sistem koloid, yaitu minyak rambut, bedak cair, obat-obatan, dan lain-lain.
- ✓ Ada beberapa cara untuk membuat sistem dispersi koloid menjadi stabil, di antaranya:

a. Menghilangkan Muatan Koloid

- Salah satu yang membuat koloid tidak stabil adalah terjadinya gumpalan atau koagulasi dari sistem dispersi koloid.

Bab 14

Sifat Koligatif Larutan

Sifat koligatif merupakan sifat fisik larutan yang hanya bergantung pada konsentrasi (jumlah partikel) zat terlarut, dan bukan pada jenisnya. Sifat-sifat fisik, di antaranya:

1. Penurunan tekanan uap
2. Kenaikan titik didih
3. Penurunan titik beku
4. Tekanan osmosis

A. Penurunan Tekanan Uap

- Tekanan uap menunjukkan kecenderungan suatu molekul untuk berubah menjadi fase uap. *"Semakin besar tekanan uap dari suatu larutan maka semakin mudah molekul dari larutan tersebut berubah menjadi fase uap".*
- Setiap molekul dari suatu larutan memiliki titik uap tertentu, dimana setiap molekul dari zat tersebut berubah menjadi molekul uap.
- Apabila ke dalam suatu larutan murni dimasukkan suatu zat terlarut maka titik uap suatu zat tersebut akan berubah.
- Zat terlarut dibedakan menjadi dua, yaitu:
 1. Zat terlarut **volatil**, yaitu zat terlarut yang mudah menguap. Zat terlarut volatil memiliki gaya tarik-menarik antarmolekulnya lemah sehingga mudah menguap.
 2. Zat terlarut non-volatil, yaitu zat terlarut yang tidak mudah menguap. Gaya tarik-menarik antarmolekulnya kuat sehingga sulit untuk menguap.

- Jika zat terlarut nonvolatil ditambahkan ke dalam pelarut murni maka akan menghalangi molekul-molekul pelarut untuk menguap, akibatnya tekanan uap dari larutan menurun.

Tekanan uap pelarut murni = P°

Tekanan uap larutan = P

$$P^\circ > P$$

Selisih dari kedua nilai tersebut dinyatakan sebagai:

$$\Delta P = P^\circ - P$$

$$\Delta P = x_{\text{zat}} \cdot P^\circ$$

(x_{zat} = fraksi mol zat terlarut)

Semakin besar x_{zat} terlarut maka semakin kecil P dan semakin besar ΔP .

Semakin kecil x_{zat} (atau semakin besar fraksi pelarut) maka semakin besar P .

$$P = x_{\text{pel}} \cdot P^\circ \quad (x_{\text{pel}} = \text{fraksi pelarut})$$

B. Kenaikan Titik Didih

- Tekanan uap berkaitan dengan titik didih. Jika tekanan uap semakin turun maka molekul sulit untuk menguap, atau dibutuhkan energi lebih tinggi untuk bisa menguap sehingga titik didihnya lebih tinggi.

Jadi, penurunan tekanan uap menyebabkan kenaikan titik didih.

Jika titik didih pelarut murni = T_b° , dan titik didih larutan = T_b maka:

$$T_b > T_b^\circ$$

Selisih antara T_b dan T_b° disebut dengan ΔT_b , dan nilainya bergantung pada kemolaran zat terlarut.

$$\Delta T_b = T_b - T_b^\circ$$

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

K_b = konstanta kenaikan titik didih

Nilai K_b hanya bergantung pada jenis pelarut.

C. Penurunan Titik Beku

- Penambahan zat terlarut nonvolatil juga memengaruhi titik beku, yaitu menjadikan titik beku semakin rendah.
- Jika T_f° adalah titik beku pelarut murni dan T_f adalah titik beku larutan maka:

$$\Delta T_f = T_f^\circ - T_f$$

Sebagaimana ΔT_p , nilai ΔT_f juga bergantung pada kemolaran zat terlarut.

$$\Delta T_f = K_f \times m$$

D. Tekanan Osmosis

- *Apa yang terjadi jika dua buah larutan dengan konsentrasi yang berbeda ditempatkan dalam wadah yang dipisahkan dengan membran semi-permeabel?*
- Kedua larutan akan cenderung untuk bercampur sehingga konsentrasi keduanya menjadi sama. Namun, jika hanya molekul pelarut yang dapat melewati membran semipermeabel maka molekul pelarutlah yang akan bergerak dari larutan dengan konsentrasi rendah (encer) menuju larutan dengan konsentrasi tinggi (pekat). Aliran pelarut tersebut mengencerkan larutan pekat dan memekatkan larutan encer sehingga

lama-kelamaan konsentrasi keduanya sama. Peristiwa ini disebut osmosis.

- Untuk menghentikan proses osmosis, dibutuhkan sebuah tekanan, yang disebut dengan tekanan osmosis. Besarnya tekanan osmosis bergantung pada temperatur dan kemolaran larutan.

$$\pi = M.R.T$$

π = tekanan osmosis (atm)

M = kemolaran larutan (mol L⁻¹)

R = tetapan gas = 0,082 L atm mol⁻¹ K⁻¹

T = temperatur (K)

- Apabila dua larutan memiliki tekanan osmosis sama maka dikatakan dua larutan tersebut disebut larutan isotonik

Namun, salah satu larutan memiliki tekanan osmosis lebih tinggi maka larutan tersebut yang memiliki tekanan osmosis lebih tinggi dikatakan bersifat hipertonik, sedangkan larutan yang tekanan osmosisnya lebih rendah, dikatakan hipotonik.

E. Sifat Koligatif untuk Larutan Elektrolit

- Pada konsentrasi yang sama, larutan elektrolit mempunyai jumlah partikel yang lebih besar dibandingkan dengan larutan nonelektrolit. Perbandingan antara harga sifat koligatif yang terukur dari suatu larutan elektrolit dengan larutan nonelektrolit disebut **faktor Van't Hoff** (i).
- Di dalam larutan elektrolit diperhitungkan jumlah ion (n) dan derajat ionisasi (a).
- Hubungan derajat ionisasi (a) dengan harga (i) dapat dirumuskan sebagai berikut:

$$\alpha = \frac{\text{Jumlah zat mengion}}{\text{jumlah mula - mula}}$$

$$i = 1 + (n - 1) \alpha$$

Rumus sifat koligatif pada larutan elektrolit:

1. Penurunan titik beku (ΔT_f)

$$\Delta T_f = m \cdot K_f \cdot i$$

$$\Delta T_f = m \cdot K_f \cdot [1 + (n - 1)\alpha]$$

2. Kenaikan titik didih (ΔT_b)

$$\Delta T_b = m \cdot K_b \cdot i$$

$$\Delta T_b = m \cdot K_b \cdot [1 + (n - 1)\alpha]$$

3. Penurunan tekanan uap (ΔP)

$$\Delta P = X_A \cdot P_A^\circ \cdot i$$

$$\Delta P = X_A \cdot P_A^\circ \cdot [1 + (n - 1)\alpha]$$

4. Tekanan osmotik (π)

$$\pi = M \cdot R \cdot T \cdot i$$

$$\pi = M \cdot R \cdot T \cdot [1 + (n - 1)\alpha]$$