

Materi dan Perubahannya

A. Materi

Materi: zat yang mempunyai massa, volume, menepati suatu ruang		
Zat Tunggal	Unsur	Atom Unsur: Ar, Fe, Na
	Senyawa	Molekul Unsur: O ₂ , H ₂ , N ₂ Molekul Senyawa: H ₂ O, NH ₃ , CO ₂
Campuran	Larutan: air gula, air garam	
	Koloid: susu, tinta, cat	
	Suspensi: lumpur	
Zat tunggal = Zat yang terdiri dari satu jenis materi.		
Unsur = Zat tunggal paling sederhana dan tidak dapat diuraikan secara kimia biasa.		
Senyawa = Zat tunggal yang dapat terurai secara kimia menjadi zat-zat yang lebih sederhana.		
Campuran = Gabungan dua atau lebih zat murni tanpa melalui reaksi kimia.		
Larutan = Campuran yang bersifat homogen dan terdiri dari 2 komponen: pelarut (solven) dan zat terlarut (solute).		
Koloid = Bentuk campuran yang heterogen, yang keadaannya terletak antara larutan dan suspensi. Ukuran zat terlarut antara 10^{-7} - 10^{-9} .		
Suspensi = Campuran heterogen, yang mempunyai ukuran partikel lebih besar dari koloid.		

B. Partikel Penyusun Materi

Partikel Unsur	Atom = Bagian zat yang tidak dapat dibagi lagi. Contoh: Fe, Na, Ca, K, Ba, dll.
	Molekul = Bagian zat yang dapat dipisahkan menjadi atom, Contoh: O ₂ , H ₂ , N ₂ , F ₂ , Cl ₂ dll.
Partikel Senyawa	Terdiri atas molekul atau kumpulan atom-atom yang berbeda, Contoh: H ₂ SO ₄ , HCl, H ₂ O, NaCl, dll.

C. Unsur

Unsur Logam	
Sifat: Berbentuk padat dalam temperatur ruang, kecuali air raksa. Penghantar listrik dan panas yang baik. Contoh: Aluminium (Al), Mangan (Mn), Barium (Ba), Natrium (Na), Besi (Fe), Nikel (Ni), Bismuth (Bi), Perak (Ag).	
Unsur Nonlogam	
Sifat: Bisa berbentuk padat, cair, dan gas. Penghantar panas dan listrik yang buruk. Contoh: Argon (Ar), Nitrogen (N), Belerang (S), Radon (Rn), Brom (Br), Neon (Ne) Karbon (C), Kripton (Kr)	
Unsur Metaloid	
Sifat: Mempunyai beberapa sifat-sifat logam dan beberapa sifat-sifat nonlogam. Contoh: Antimon (Sb), Arsen (As), Boron (B), Germanium (Ge), Polonium (Po), Telurium (Te)	

D. Senyawa

Aturan Penulisan Senyawa Biner Unsur Nonlogam-Nonlogam

- a. Penulisan unsur harus mengikuti urutan urutan berikut.
B - Si - C - Sb - As - P - N - H - Te - Se - S - I - Br - Cl - O - F
Unsur yang berada di urutan awal harus ditulis lebih dulu.
- b. Unsur yang di belakang ditambah akhiran – **ida**.
- c. Jika pasangan unsur yang bersenyawa dapat membentuk lebih dari satu macam senyawa maka membedakannya dengan menyebut indeks dalam bahasa Yunani sebagai awalan.
1 = mono, 2 = di, 3 = tri, 4 = tetra, 5 = penta
- d. Awalan mono- untuk unsur di depan tidak perlu ditulis.

Contoh:

CO = karbon monoksida, **CO₂** = karbon dioksida, **PCl₃** = fosfor trioksida, **PCl₅** = fosfor pentaoksida, (awalan mono pada P tidak perlu ditulis), **NO** = nitrogen monoksida, **N₂O₃** = dinitrogen trioksida.

Catatan: **NH₃** = amoniak (tidak mengikuti aturan b dan c)

Aturan Penulisan Senyawa Biner Unsur Logam-Nonlogam

- a. Unsur logam ditulis di depan dengan bahasa Indonesia, dan unsur nonlogam ditulis di belakang dengan akhiran – **ida**.
- b. Jumlah muatan unsur logam menjadi indeks unsur nonlogam, demikian sebaliknya jumlah muatan unsur nonlogam menjadi indeks unsur logam.
- c. Jika jumlah muatan unsur logam lebih dari satu maka untuk membedakan jumlahnya dituliskan sebagai angka romawi di belakang unsur logam tersebut

Kation (Atom Bermuatan Positif)

Kation umumnya logam kecuali **NH₄⁺** dan **H⁺**. **Contoh:** **NH₄⁺** (Ammonium), **Na⁺** (Natrium), **K⁺** (Kalium), **Ag⁺** (Perak), **Mg²⁺** (Magnesium), **Ca²⁺** (Kalsium), **Sr²⁺** (Stronsium), **Ba²⁺** (Barium), **Zn²⁺** (Seng), **Ni²⁺** (Nikel), **Al³⁺** (Aluminium), **Pt⁴⁺** (Platina), **Sn²⁺** (Timah (II)), **Sn⁴⁺** (Timah (IV)), **Pb²⁺** (Timbal (II)), **Pb⁴⁺** (Timbal (IV))

Anion (Atom Bermuatan Negatif)

Contoh: **OH⁻** (Hidroksida), **CN⁻** (Sianida), **F⁻** (Fluorida), **Cl⁻** (Klorida), **Br⁻** (Bromida), **I⁻** (Iodida), **O²⁻** (Oksida), **S²⁻** (Sulfida), **CH₃COO⁻** (Asefat), **SO₄²⁻** (Sulfat), **PO₃³⁻** (Fosfit), **PO₄³⁻** (Fosfat), **ASO₃³⁻** (Arsenit), **ASO₄³⁻** (Arsenat), **SbO₃³⁻** (Antimonit), **SbO₄³⁻** (Antimonat), **ClO⁻** (Hipoklorit), **ClO₂⁻** (Klorit).

Contoh Penulisan

NaCl = natrium klorida, **MgCl₂** = magnesium klorida, **Cu₂O** = tembaga (I) klorida, **CuO** = tembaga (II) klorida, **NH₄OH** = ammonium hidroksida.

E. Pemisahan Campuran Materi

Distilasi

Pemisahan campuran berwujud cair melalui penguapan dengan memanfaatkan perbedaan titik didih masing-masing cairan. **Contoh:** proses pemisahan bensin dengan minyak tanah, air dengan alkohol.

Filtrasi

Pemisahan padatan dari cairan suspensi (campuran) dengan saringan (filter).
Contoh: menyaring pasir dari air sungai yang mengandung pasir.

Sentrifugasi

Pemisahan padatan dari cairan suspensi (campuran) dalam jumlah sedikit dengan menggunakan tabung reaksi yang dimasukkan pada alat pemutar. Pemutaran yang cepat akan mengendapkan zat padat pada dasar tabung reaksi.

Contoh: pemisahan kapur dari cairan suspensi air kapur.

Kritisasi
Proses untuk mendapatkan padatan dari suatu cairan larutan dengan pemanasan. Contoh: pada proses pembuatan garam dari air laut.
Kromatografi
Pemisahan campuran dengan memanfaatkan perbedaan kecepatan kelarutan zat. Contoh: pemisahan zat warna dalam tinta.

F. Kadar Zat Dalam Campuran

Persentase Massa: $\% \text{ massa} = \frac{\text{massa komponen}}{\text{massa campuran}} \times 100\%$	
Contoh: 500 gram larutan garam terdiri dari 100 gram dan 400 gram air sebagai pelarut. Maka persentase massa komponen garam adalah:	Jawab: $\% \text{ massa} = \frac{100}{100 + 400} \times 100\% = 20\%$
Persentase Volume: $\% \text{ volume} = \frac{\text{volume komponen}}{\text{volume campuran}} \times 100\%$	
Contoh: Volume oksigen di udara sekitar 20%, maka dalam 500 liter udara terdapat berapa liter oksigen?	$20\% = \frac{\text{volume komponen}}{500} \times 100\%$ volume oksigen = 100 liter
Bagian Per Sejuta: $\text{bpj/ppm} = \frac{\text{massa komponen}}{\text{massa campuran}} \times 10^6$	
Contoh: Dalam 1 juta liter air terdapat zat A sebanyak 215 bpj, ini berarti terdapat 215 liter zat A dalam air tersebut.	

G. Perubahan Materi

Perubahan fisika	
Ciri-ciri: <ul style="list-style-type: none"> • Yang berubah hanya sifat fisiknya saja. • Tidak terjadi perubahan susunan zat. • Jenis zat tidak mengalami perubahan tetap. • Pada umumnya dapat dibalik ke wujud semula. 	Contoh: Terjadi awan, lampu menyala, es mencair, penguapan air, penyubliman pada kapur barus, lilin meleleh, pelarutan gula, pelarutan garam, dll.
Perubahan kimia	
Ciri-ciri: <ul style="list-style-type: none"> • Terjadi perubahan sifat-sifat: ada endapan, suhu berubah, ada gelembung es, warna berubah, • Terjadi perubahan susunan zat. • Terbentuknya zat baru dengan sifat yang sama sekali berbeda dengan asalnya (permanent), • Tidak dapat dibalik ke wujud semula. 	Contoh: Pembusukan, pembakaran, pengerasan semen, fotosintesis, perkaratan, dll.

Stoikiometri

A. Konsep Mol

Stoikiometri: <i>stoicheion</i> → unsur/ partikel, <i>metron</i> → perhitungan	
Rumus Mol	
$\text{mol}(n) = \frac{\text{jumlah partikel}}{6,02 \cdot 10^{23}} = \frac{\text{massa(gram)}}{\text{Ar}(\text{Mr})} = \frac{V_{\text{gas STP(liter)}}}{22,4}$	
$\text{mol}(n) = \frac{\text{massa unsur A}}{\text{Ar unsur A}} = \frac{\text{massa molekul AB}}{\text{Mr molekul AB}} = V \times M$	
Keterangan:	
$n = \text{mol}; 6,02 \times 10^{23} = \text{bilangan Avogadro}; \text{Mr} = \text{massa molekul relatif};$ $\text{Ar} = \text{massa atom relatif}; V = \text{volume larutan dalam liter};$ $M = \text{konsetrasi larutan dalam Molar}$	
Kondisi Standar	
Standard Temperatur and Pressure (STP) suhu 0°C , tekanan 1 atm.	
1 mol gas = 22,4 liter → $n = \frac{\text{Volume gas}}{22,4}$	
Kondisi Bukan Standar	Kondisi Suhu dan Tekanan Sama (P, T)
→ Rumus Gas Ideal:	
$PV = nRT \rightarrow n = \frac{PV}{RT}$	$\frac{n \text{ gas A}}{n \text{ gas B}} = \frac{\text{volume gas A}}{\text{volume gas B}}$

B. Hukum Dasar Kimia

Hukum Lavoisier (Kekekalan Massa)			
Massa sebelum reaksi = massa setelah reaksi. Bila ada yang lebih ada sisa			
Contoh:			
3 gram gas hidrogen (H) yang bereaksi dengan 24 gram gas oksigen (O) akan membentuk 27 gram air (H ₂ O)			
Hukum Proust (Ketetapan Perbandingan):			
Perbandingan berat unsur-unsur dalam suatu senyawa selalu tetap			
Contoh:			
H ₂	O ₂	H ₂ O	Keterangan
1 gr	8 gr	9 gr	
2 gr	8 gr	9 gr	sisa H ₂ = 1 gr
2 gr	17 gr	18 gr	sisa O ₂ = 1 gr
4 gr	25 gr	27 gr	sisa H ₂ = 1 gr, sisa O ₂ = 1 gr
Hidrogen (H) akan bereaksi dengan oksigen (O) membentuk molekul air (H ₂ O) dengan perbandingan massa selalu 1 : 8.			

Hukum Dalton (Perbandingan Berganda)

Bila unsur-unsur dapat bereaksi membentuk lebih dari satu macam senyawa, maka perbandingan berat atau jumlahnya merupakan bilangan bulat dan sederhana

Contoh:

Molekul air (H_2O) massa hidrogen dengan massa oksigen akan berbanding 1 : 8, sedangkan dalam hidrogen peroksida (H_2O_2) perbandingan massa hidrogen dengan massa oksigen 1 : 16.

$$\text{Perbandingan H : O dalam } H_2O = 2 : 16 = 1 : 8$$

$$\text{Perbandingan H : O dalam } H_2O_2 = 2 : 32 = 1 : 16$$

Dalam hidrogen yang sama massanya dapat bersenyawa dengan oksigen yang massanya berbanding sebagai 8 : 16 atau 1 : 2.

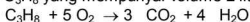
Hukum Gay Lussac (Perbandingan Volume)

Perbandingan volume-volume gas-gas yang bereaksi membentuk satu senyawa selalu tetap

$$\frac{\text{koefisien gas}_A}{\text{koefisien gas}_B} = \frac{\text{volume gas}_A}{\text{volume gas}_B}$$

Contoh:

Gas propana C_3H_8 yang mempunyai volume 2 liter dibakar sempurna



$$\text{Oksigen yg dibutuhkan: } \text{vol. } O_2 = \frac{\text{koef } O_2}{\text{koef } C_3H_8} \times \text{vol } C_3H_8 = \frac{5}{1} \times 2 = 10 \text{ L}$$

$$\text{Karbon dioksida yang terbentuk: } \text{vol. } CO_2 = \frac{\text{koef } CO_2}{\text{koef } C_3H_8} \times \text{vol } C_3H_8 = \frac{3}{1} \times 2 = 6 \text{ L}$$

$$\text{Uap air yang terbentuk: } \text{vol. } H_2O = \frac{\text{koef } H_2O}{\text{koef } C_3H_8} \times \text{vol } C_3H_8 = \frac{4}{1} \times 2 = 8 \text{ L}$$

$$\text{Perbandingan koefisien} = C_3H_8 : O_2 : CO_2 : H_2O = 1 : 5 : 3 : 4$$

$$\text{Perbandingan volume} = C_3H_8 : O_2 : CO_2 : H_2O = 2 : 10 : 6 : 8 = 1 : 5 : 3 : 4$$

Hukum Avogadro

Gas-gas volume sama akan mempunyai jumlah molekul yang sama jika diukur pada suhu dan tekanan yang sama. Dalam 1 mol zat mengandung $6,02 \times 10^{23}$ partikel, yang disebut dengan bilangan Avogadro.

$$\frac{\text{mol gas}_A}{\text{mol gas}_B} = \frac{\text{volume gas}_A}{\text{volume gas}_B}$$

Contoh:

Jika diketahui air bervolume 250 ml, tentukan jumlah partikel uap air tersebut, di mana gas CO_2 bermassa 2,2 gram mempunyai volume 500 ml pada kondisi yang sama!

Jawab:

$$\frac{n_{H_2O}}{n_{CO_2}} = \frac{\text{vol. } H_2O}{\text{vol. } CO_2} \Leftrightarrow \frac{n_{H_2O}}{2,2} = \frac{250}{500} \Leftrightarrow n_{H_2O} = \frac{1}{2} \times \frac{2,2}{44} = 0,025 \text{ mol}$$

$$\text{Jumlah partikel } H_2O = 0,025 \times 6,02 \times 10^{23} = 0,1505 \times 10^{23} = 1,505 \times 10^{22} \text{ partikel}$$

Hukum Boyle (Ketetapan Hasil Kali tekanan dan volume)

Hasil kali tekanan gas dan volume gas akan selalu tetap jika diukur pada suhu dan tekanan yang sama.

$$P_A \times V_A = P_A \times V_A$$

Hukum Boyle- Gay Lussac

Hasil kali tekanan gas dan volume gas akan selalu tetap jika dibagi suhu mutlak.

$$\frac{P_A \times V_A}{T_A} = \frac{P_B \times V_B}{T_B}$$

Contoh:

Tentukanlah volume 2 gram gas metana dalam tekanan 1 atm dan suhu 27^o C, jika diketahui Mr metana = 16

Jawab: Mol metana = 2/16 mol = 0,125 mol

$$P V = n R T \rightarrow V = \frac{n R T}{P} = \frac{0,125 \times 0,08205 \times (27 + 273)}{1 \text{ atm}} = 3,076 \text{ L}$$

C. Rumus Empiris dan Rumus Molekul**Rumus Empiris**

Mol zat A : Mol zat B : Mol zat C

Contoh:

Suatu senyawa mengandung 64,8 gram natrium; 45,2 gram belerang dan 90 gram oksigen. Jika Ar N = 23, Ar S = 32, dan Ar O = 16, apa rumus empiris senyawanya?

Jawab: mol Na: mol S: mol O $\rightarrow \frac{64,8}{29} : \frac{45,2}{32} : \frac{90}{16} = 2,8 : 1,4 : 5,6 = 2 : 1 : 4$

Jadi, rumus empiris senyawa adalah Na₂SO₄

Rumus Molekul

Rumus molekul adalah kelipatan dari rumus empiris atau RM = (RE) n

Contoh:

200 gram suatu organik mempunyai massa molekul relatif = 180, senyawa ini terdiri dari 40% karbon, 6,6% hidrogen dan sisanya oksigen. Jika Ar C =12, Ar H =1, dan Ar O = 16 maka apa rumus molekul dari senyawa ini?

Penyelesaian:

massa C = 40/100 x 200 gr = 80 gr massa H = 6,6/100 x 200 gr = 13,2 gr

massa O = 200 – (80 + 13,2) = 106,8 gram

mol C: mol H: mol O $\rightarrow \frac{80}{12} : \frac{13,2}{1} : \frac{106,8}{16} \rightarrow 6,67 : 13,2 : 6,67 \rightarrow 1 : 2 : 1$

Rumus empiris senyawa **CH₂O** \rightarrow Rumus molekul (CH₂O)_n

(Ar C x n) + (2.Ar H x n) + (Ar O x n) = Mr senyawa

$\rightarrow 12n + 2n + 16n = 180 \Leftrightarrow 30n = 180 \Leftrightarrow n = 6 \rightarrow$ Rumus molekulnya = C₆H₁₂O₆

D. Masa Atom Relatif dan Massa Molekul Relatif

Massa Atom Relatif (Ar)
$\text{Ar unsur A} = \frac{\text{massarata - rata atom unsur A}}{\frac{1}{2} \text{ massa atom unsur } ^{12}\text{C}}$
Contoh: Diketahui massa 1 atom unsur magnesium adalah $4,037 \times 10^{-23}$ gram, massa 1 atom unsur C-12 adalah $1,993 \times 10^{-23}$ magnesium tersebut! Penyelesaian:
$\text{Ar unsur Mg} = \frac{\text{massa rata - rata atom unsur Mg}}{\frac{1}{2} \text{ massa atom unsur } ^{12}\text{C}} = \frac{4,037 \times 10^{-23} \text{ gram}}{\frac{1}{2} \times 1,993 \times 10^{-23} \text{ gram}} = 24,307$
Jadi massa atom relatif unsur magnesium = 24,307
Menentukan Masa Atom Relatif dari Isotop-Isotop di Alam
$\text{Ar } x = \frac{\%k_1 \cdot \text{Ar } x_1 + \%k_2 \cdot \text{Ar } x_2 + \dots + \%k_n \cdot \text{Ar } x_n}{100\%} \quad k = \text{kelimpahan}$
Contoh: Unsur klor di alam terdapat dalam ^{35}Cl dan ^{37}Cl . Hitung kelimpahan isotop ^{35}Cl ? Diketahui massa atom relatif Cl = 35,5 Penyelesaian: Misal kel. ^{35}Cl = x %, maka kelimpahan ^{37}Cl (100 - x)%. $35,5 = \frac{x\% \cdot 35 + (100 - x)\% \cdot 37}{100\%} \rightarrow 3550 = 35x + 3700 - 37x \rightarrow 2x = 150 \rightarrow x = 75$
Kelimpahan isotop ^{35}Cl adalah 75
Massa molekul Relatif (Mr)
$\text{Mr senyawa AB} = \frac{\text{massarata - rata senyawa unsur AB}}{\frac{1}{2} \text{ massa atom unsur } ^{12}\text{C}}$
Contoh: Massa 1 molekul senyawa CO_2 = $7,33 \times 10^{-23}$ gram, massa 1 atom unsur C-12 = $1,993 \times 10^{-23}$ gram. Berapa massa molekul relatif senyawa tersebut? $\text{Mr senyawa CO}_2 = \frac{7,33 \times 10^{-23} \text{ gram}}{\frac{1}{12} \times 1,993 \times 10^{-23} \text{ gram}} = 44,13$
Menentukan Massa Molekul Relatif dari Massa Atom Relatif
Contoh: Berapakah massa molekul relatif senyawa CH_3COOH , jika diketahui Ar H = 1, Ar C = 12, Ar O = 16? Penyelesaian: $\text{Mr CH}_3\text{COOH} = 2 \cdot \text{Ar C} + 4 \cdot \text{Ar H} + 2 \cdot \text{Ar O} = 2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 24 + 4 + 32 = 60$

E. Air Kristal

Air kristal (hidrat) adalah air yang terikat pada suatu kristal senyawa tertentu dengan perbandingan molekul yang tertentu pula. Air ini dapat dibebaskan melalui pemanasan.

Contoh air kristal: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, dsb.

Contoh:

Suatu air kristal $\text{CuSO}_4 \cdot k\text{H}_2\text{O}$ bermassa 300 gram mengandung 36% air. Apa rumus senyawa kristal tersebut, jika diketahui Ar Cu = 63,5; Ar S = 32; Ar O = 16, Ar H = 1!

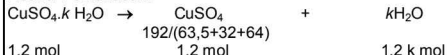
Penyelesaian:

Massa $\text{CuSO}_4 \cdot k\text{H}_2\text{O}$ = 300 gram

Massa CuSO_4 = 64% \Rightarrow massa CuSO_4 = $(64/100) \times 300 \text{ gr} = 192 \text{ gr}$

Massa H_2O = 36% \Rightarrow massa H_2O = $(36/100) \times 300 = 108 \text{ gr}$

Reaksi Pemanasan:



$$\text{Maka } \text{H}_2\text{O} \rightarrow 1,2k = \frac{108}{18} \Leftrightarrow k = \frac{108}{18 \times 1,2} = 4,95 = 5$$

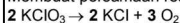
Sehingga rumus senyawa kristal tersebut adalah: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

F. Perhitungan Kimia

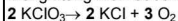
Berapa gram kalium klorida dan oksigen yang terbentuk dan **berapa volume oksigen** dari reaksi penguraian 49 gram kalium klorat menjadi kalium klorida dan oksigen jika diukur pada keadaan standar. Tentukan pula volume oksigen jika diukur pada keadaan di mana 2,8 gram gas nitrogen mempunyai volume 100 mililiter! Diketahui; Ar K = 39; Ar Cl = 35,5; Ar O = 16; Ar N = 14.

Penyelesaian:

Membuat persamaan reaksi lengkap dengan koefisien yang tepat:



Menghitung mol zat dari data yang diketahui dengan rumus yang sesuai:



$$\text{Mr KClO}_3 = \text{Ar K} + \text{Ar Cl} + 3 \text{Ar O} = 39 + 35,5 + (3 \cdot 16) = 122,5$$

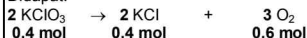
$$\text{Mol KClO}_3 = \frac{\text{massa KClO}_3}{\text{Mr KClO}_3} = \frac{49}{122,5} = 0,4 \text{ mol}$$

Menentukan mol zat yang ditanyakan berdasarkan pada perbandingan koefisien reaksi:

$$\text{mol KCl} = \frac{\text{koef. KCl}}{\text{koef. KClO}_3} \times \text{mol KClO}_3 = \frac{2}{2} \times 0,4 \text{ mol} = 0,4 \text{ mol} \quad \text{mol O}_2$$

$$= \frac{\text{koef. O}_2}{\text{koef. KClO}_3} \times \text{mol. KClO}_3 = \frac{3}{2} \times 0,4 \text{ mol} = 0,6 \text{ mol}$$

Didapat:



Menghitung massa dan volume:

massa KCl = mol KCl \times Mr KCl = $0,4 \times (39 + 35,5) = 0,4 \times 74,5 = 29,8 \text{ gram}$

massa O_2 = mol $\text{O}_2 \times$ Mr $\text{O}_2 = 0,6 \times (2 \cdot 16) = 0,6 \times 32 = 19,2 \text{ gram}$

massa KCl + massa $\text{O}_2 = 29,8 \text{ gram} + 19,2 \text{ Gram} = \mathbf{49 \text{ gram}}$ (massa KClO_3)

Volume oksigen:

Pada STP 1 mol gas = 22,4 liter

$$\text{Volume O}_2 \text{ pada STP} = \frac{0,6}{1} \times 22,4 \text{ liter} = 13,44 \text{ liter}$$

volume oksigen pada keadaan 2,8 gram gas nitrogen mempunyai volume 100 miliiter:

$$n \text{ gas O}_2 = \frac{\text{vol} \cdot \text{O}_2}{\text{volume N}_2} \Leftrightarrow \frac{0,6}{2,8} = \frac{\text{vol} \cdot \text{O}_2}{100 \text{ mL}} \Leftrightarrow \text{volume O}_2 = \frac{0,6}{0,1} \times 100 \text{ mL} = 600 \text{ miliiter}$$

Atom dan Sistem Periodik Unsur

A. Perkembangan Model Atom

Model Atom Dalton (1803) Bola pejal kecil, partikel terkecil. Atom tidak dapat dibagi lagi dan akan berikatan untuk membentuk molekul. Belum dikenal partikel subatomik dan isotop.
Model Atom Thomson (1896) Model atom roti kismis. Bagian pejal bermuatan positif dan elektron (bermuatan negatif) mengelilingi seperti kismis dalam roti. Atom mempunyai sifat netral.
Model Atom Rutherford (1911) Inti bermuatan positif dikelilingi elektron bermuatan negatif. Massa atom terkonsentrasi pada bagian inti (pusat). Atom bersifat netral karena jumlah muatan positif sama dengan jumlah muatan negatif.
Model Atom Niels Bohr (1913) Atom seperti sistem tata surya. Inti atom sebagai matahari dan elektron sebagai planet dalam orbit tertentu. Inti bermuatan positif dikelilingi elektron bermuatan negatif pada orbit tertentu. Elektron beredar pada lintasan dengan energi tertentu. Perpindahan elektron disertai disertai penyerapan atau pelepasan energi.
Model de Broglie/Mekanika Kuantum (1923) Elektron tidak mempunyai lintasan tertentu. Elektron menempati jarak-jarak tertentu dari inti atom. Posisi elektron tidak dapat dipastikan, hanya merupakan kebolehjadian.

B. Partikel Dasar Penyusun Atom

Partikel	Muatan	Massa (gr)	Penemu	Letak
Proton (p)	+1	$1,673 \times 10^{-24}$	Goldstein	Inti atom
Neutron (n)	0	$1,675 \times 10^{-24}$	J. Chadwick	Inti atom
Elektron (e)	-1	$9,110 \times 10^{-29}$	Thomson	Kulit atom

C. Lambang Atom

A X Z	Keterangan : A = massa atom X = lambang unsur Z = nomor atom
Atom Netral = Atom yang tidak bermuatan listrik.	
Proton = elektron = nomor atom Neutron = massa atom – nomor atom	
Contoh: Berapa jumlah proton dan elektron dari unsur kalium?	
Jawab: Kalium = ${}_{19}^{39}\text{K}$ → proton = 19 → elektron = 19 → neutron = 39 – 19 = 20	
Atom Bermuatan Negatif = Anion	
Atom kelebihan elektron karena masuknya elektron unsur lain ke dalam atom. Proton = nomor atom Elektron = nomor atom + muatan Neutron = massa atom – nomor atom	
Contoh: Berapa jumlah proton, elektron, dan neutron ion Ag^+ ?	
Jawab: Argentum ${}_{47}^{108}\text{Ag}$ → Proton = 47 → Elektron = 47 – 1 = 46 → Neutron = 108 – 47 = 61	

Atom Bermuatan Listrik Positif = Kation

Atom yang kelebihan proton karena berpindahnya elektron.

Proton = nomor atom

Elektron = nomor atom – muatan

Netron = massa atom – nomor atom

Contoh:

Berapa jumlah proton, elektron, dan netron ion S^{2-} ?

Sulfur = ${}_{16}^{32}S \rightarrow$ Proton = 16 \rightarrow Elektron = 16 + 2 = 18 \rightarrow Neutron = 32 – 16 = 16

D. Nuklida

Isotop

Nuklida yang mempunyai nomor atom sama tetapi massa atomnya berbeda

Contoh ; 1_1H ; 2_1H ; 3_1H

Isobar

Nuklida yang mempunyai nomor atom beda tetapi massa atomnya sama

Contoh: ${}^{14}_6C$ dengan ${}^{14}_7N$

Isoton

Nuklida yang mempunyai jumlah neutron sama tapi nomor dan massa atomnya berbeda.

Contoh: 9_4Be dengan ${}^{10}_5B$; ${}^{13}_6C$ dengan ${}^{14}_7N$

E. Bilangan Kuantum

Bilangan kuantum utama (n)

Menyatakan nomor kulit tempat elektron berada.

Jenisnya: k (n = 1), l (n = 2), m (n = 3), dst.

Bilangan kuantum azimuth (ℓ)

Menyatakan sub-kulit tempat elektron, jenisnya:

s = sharp	Nilai $\ell = 0$
p = principal	Nilai $\ell = 1$
d = diffuse	Nilai $\ell = 2$
f = fundamental	Nilai $\ell = 3$

Untuk n = 1	$\ell = 0$ (sharp)
Untuk n = 2	$\ell = 0$ (sharp); $\ell = 1$ (principal)
Untuk n = 3	$\ell = 0$ (sharp); $\ell = 1$ (principal); $\ell = 2$ (diffuse)
Untuk n = 4	$\ell = 0$ (sharp); $\ell = 1$ (principal); $\ell = 2$ (diffuse); $\ell = 3$ (fundamental)

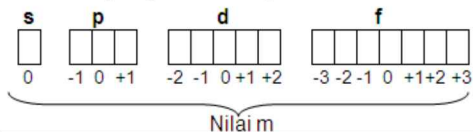
Bilangan kuantum magnetik (m)

Menyatakan orbital tempat terdapatnya elektron, Jenisnya:

Untuk $\ell = 0$	m = 0
Untuk $\ell = 1$	m = -1; m = 0; m = +1

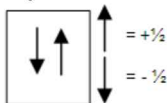
Untuk $\ell = 2$	$m = -2; m = -1; m = 0; m = +1; m = +2$
Untuk $\ell = 3$	$m = -3; m = -2; m = -1; m = 0; m = +1; m = +2; m = +3$

Suatu orbital dapat digambarkan sebagai berikut.

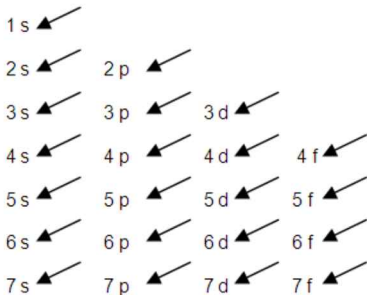


Bilangan kuantum spin (s)

Menyatakan arah elektron dlm orbital. Jenis: $+\frac{1}{2}$ dan $-\frac{1}{2}$ utk setiap orbital (harga m)



Aturan Aufbau (Meningkat – Bhs Jerman): elektron-elektron mengisi orbital dari tingkat energi terendah kemudian tingkat energi yang lebih tinggi. Menurut bagan berikut:



Urutan membacanya:

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

Cara mudah:

$(s)^2 (ps)^2 (dps)^2 (fdps)^2 \dots$ dst

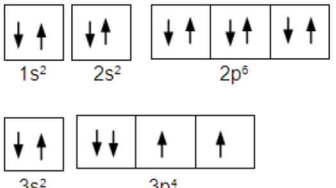
Contoh:

Atom Li punya 3 elektron \rightarrow Konfigurasinya: $1s^2 2s^1$

Atom Fe punya 26 elektron \rightarrow Konfigurasinya $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Aturan Hund: elektron-elektron tidak membentuk pasangan elektron sebelum masing-masing orbital terisi sebuah elektron.

Larangan Pauli: tidak diperbolehkan di dalam atom terdapat elektron yang mempunyai ke empat bilangan kuantum yang sama.

	<p>Orbital 1s diisi 2 elektron Orbital 2s diisi 2 elektron Orbital 2p diisi 6 elektron Orbital 3s diisi 2 elektron Orbital 3p diisi 4 elektron</p>
Menuliskan Urutan Subkulit	
<p>Sub-kulit ditulis berdasarkan tingkat energinya. Misal: Gallium (${}_{31}\text{Ga}$) $\rightarrow {}_{31}\text{Ga}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ Tingkat energi subkulit 4s lebih rendah dari subkulit 3d, maka akan terisi elektron lebih dahulu dan ditulis lebih dahulu.</p>	
<p>Sub-kulit ditulis berdasarkan urutan kulit utamanya, Misal: ${}_{31}\text{Ga}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^{10} 4s^2 4p^1$ Walaupun tingkat energi subkulit 4s lebih rendah dari subkulit 3d, tapi penulisannya berdasarkan urutan kulit utamanya adalah seperti di atas, jadi 3d ditulis lebih dahulu.</p>	
<p>Sub kulit ditulis dengan menggunakan konfigurasi gas mulia, Misal: ${}_{31}\text{Ga}: [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$ atau $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$ Gas mulia di sini yang dipakai adalah Argon (Ar) yang mempunyai nomoratom = 18</p>	
Aturan Penuh- Setengah Penuh	
<p>Ada beberapa penyimpangan aturan Aufbau. Contoh krom (Cr) dan tembaga (Cu). Berdasarkan aturan Aufbau: ${}_{24}\text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ atau $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$ ${}_{29}\text{Cu}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ atau $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$ Berdasarkan percobaan menjadi: ${}_{24}\text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ atau $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ (setengah penuh untuk subkulit d) ${}_{29}\text{Cu}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ atau $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ (penuh untuk subkulit d) Untuk sub kulit d, terisi elektron setengah penuh atau penuh ternyata lebih stabil dibandingkan jika menggunakan aturan Aufbau.</p>	

Sistem Periodik Unsur

A. Sejarah

Triade Dobereiner (1829)
Sistem tiga-tigaan. Ar unsur di tengah = rata-rata pengapitnya
Oktaf Newlands (1863)
Sistem delapan-delapan
Meyer & Mendeleev (1869)
Pengembangan oktaf
Modern: Henry G Moseley (1914)
Unsur-unsur disusun secara sempurna berdasarkan konfigurasi elektron. Baris (periode) menunjukkan kulit terluar yang terisi elektron. Kolom (golongan) menunjukkan elektron valensi

B. Sistem Henry G. Moseley

1. Golongan

Sesuai dengan elektron valensi: mengisi s & p. Golongan A (Utama) mengisi d. Golongan B (Transisi) mengisi f = transisi dalam

Golongan = Elektron Valensi

Golongan Utama (Golongan A)

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

Golongan Transisi (Golongan B)

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

Menghapal Golongan Utama

Gol.	Nama Gol.	Kalimat Pengingat
I A	Alkali	HerliNa Kawin Roby Cengengesan Frustrasi
II A	Alkali Tanah	Bencong Manggarai Cari Sasaran Biar asik Rame-Rame
III A	Boron	Bandit Alim Garong Indomie Telor
IV A	Karbon	Cewek Sinting Gendut Senang Playboy
V A	Nitrogen	Nari Piring Asal Sumbang Blingung
VI A	Oksigen	Orang Sakti Senang Telepon Pcong
VII A	Halogen	Fuji Color Berhadiah Intan Antik
VIII A	Gas Mulia	Heboh Negara Arab Karena Xerangan Ranjau

2. Periode

Kulit terluar (jumlah kulit) yang telah terisi elektron → **Periode = Jumlah Kulit**

Contoh:

Letak unsur: $_{17}\text{Cl}$ → **Konfigurasi elektron:** $_{17}\text{Cl} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Elektron valensi: $3s^2 3p^5$ → Periode = 3; Golongan VIIA

Letak unsur: $_{19}\text{K}$ → **Konfigurasi elektron:** $_{19}\text{K} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4s^1$

Elektron valensi: $4s^1$ → Periode = 3; Golongan: IA

Letak unsur: $_{47}\text{Ag}$ → **Konfig. elektron:** $_{47}\text{Ag} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$

Elektron valensi: $5s^1 4d^{10}$ → Periode = 3; Golongan IB

C. Sifat Periodik Unsur

- Jari-jari Atom = Jarak dari inti hingga kulit terluar. Unsur yang punya jari-jari terbesar adalah Fransium (Fr, golongan IA). Terletak pada bagian kiri-bawah sistem periodik.
- Potensial Ionisasi (energi ionisasi) = energi yang diperlukan untuk melepas elektron kulit terluar. Unsur yang mempunyai energi ionisasi terbesar adalah helium (He, golongan VIIIA), terletak pada bagian kanan-atas sistem periodik.
- Afinitas Elektron = energi yang dibebaskan atom netral dalam pengikatan elektron untuk membentuk ion negatif.
- Kelogaman dan keasaman. Unsur yang memiliki sifat logam paling kuat adalah Fransium (Fr, golongan IA).
- Keelektronegatifan = kemampuan suatu atom menarik pasangan elektronnya dalam molekul. Unsur yang mempunyai keelektronegatifan terbesar adalah Fluorin (F, golongan VIIA), terletak pada bagian kanan-atas sistem periodik.
- Kereaktifan, yaitu kemudahan melakukan reaksi dengan unsur lain.

Sifat	Unsur Segolongan (dari atas ke bawah)	Unsur Seperiode (dari kiri ke kanan)
Jari-jari	Semakin ke bawah makin besar	Semakin ke kanan makin kecil
Potensial Ionisasi	Semakin kecil	Semakin besar
Afinitas Elektron	Semakin kecil	Semakin besar
Elektronegatifitas	Semakin kecil	Semakin besar
Kelogaman	Semakin besar	Semakin kecil
Keasaman	Semakin kecil	Semakin besar
Kereaktifan	Semakin besar	Semakin kecil

Cara Gampang Mengingat

Sifat yang depannya huruf vokal (elektromagnetitas, afinitas) semakin ke kanan semakin besar

		Periode															
		1		2		3		4		5		6		7		8	
		IA		IIA		IIIB		IIIB		IIIB		IIIB		IIIB		IIIB	
		3		4		5		6		7		8		9		10	
		11		12		13		14		15		16		17		18	
		19		20		21		22		23		24		25		26	
		37		38		39		40		41		42		43		44	
		55		56		57		58		59		60		61		62	
		87		88		89		90		91		92		93		94	
		101		102		103		104		105		106		107		108	
		109		110		111		112		113		114		115		116	
		117		118		119		120		121		122		123		124	
		151		152		153		154		155		156		157		158	
		169		170		171		172		173		174		175		176	
		181		182		183		184		185		186		187		188	
		197		198		199		200		201		202		203		204	
		217		218		219		220		221		222		223		224	
		237		238		239		240		241		242		243		244	
		257		258		259		260		261		262		263		264	
		289		290		291		292		293		294		295		296	
		309		310		311		312		313		314		315		316	
		329		330		331		332		333		334		335		336	
		349		350		351		352		353		354		355		356	
		369		370		371		372		373		374		375		376	
		389		390		391		392		393		394		395		396	
		409		410		411		412		413		414		415		416	
		429		430		431		432		433		434		435		436	
		449		450		451		452		453		454		455		456	
		469		470		471		472		473		474		475		476	
		489		490		491		492		493		494		495		496	
		509		510		511		512		513		514		515		516	
		529		530		531		532		533		534		535		536	
		549		550		551		552		553		554		555		556	
		569		570		571		572		573		574		575		576	
		589		590		591		592		593		594		595		596	
		609		610		611		612		613		614		615		616	
		629		630		631		632		633		634		635		636	
		649		650		651		652		653		654		655		656	
		669		670		671		672		673		674		675		676	
		689		690		691		692		693		694		695		696	
		709		710		711		712		713		714		715		716	
		729		730		731		732		733		734		735		736	
		739		740		741		742		743		744		745		746	
		759		760		761		762		763		764		765		766	
		779		780		781		782		783		784		785		786	
		789		790		791		792		793		794		795		796	
		799		800		801		802		803		804		805		806	
		809		810		811		812		813		814		815		816	
		819		820		821		822		823		824		825		826	
		829		830		831		832		833		834		835		836	
		839		840		841		842		843		844		845		846	
		849		850		851		852		853		854		855		856	
		859		860		861		862		863		864		865		866	
		869		870		871		872		873		874		875		876	
		879		880		881		882		883		884		885		886	
		889		890		891		892		893		894		895		896	
		899		900		901		902		903		904		905		906	
		909		910		911		912		913		914		915		916	
		919		920		921		922		923		924		925		926	
		929		930		931		932		933		934		935		936	
		939		940		941		942		943		944		945		946	
		949		950		951		952		953		954		955		956	
		959		960		961		962		963		964		965		966	
		969		970		971		972		973		974		975		976	
		979		980		981		982		983		984		985		986	
		989		990		991		992		993		994		995		996	
		999		1000		1001		1002		1003		1004		1005		1006	
		1009		1010		1011		1012		1013		1014		1015		1016	
		1019		1020		1021		1022		1023		1024		1025		1026	
		1029		1030		1031		1032		1033		1034		1035		1036	
		1039		1040		1041		1042		1043		1044		1045		1046	
		1049		1050		1051		1052		1053		1054		1055		1056	
		1059		1060		1061		1062		1063		1064		1065		1066	
		1069		1070		1071		1072		1073		1074		1075		1076	
		1079		1080		1081		1082		1083		1084		1085		1086	
		1089		1090		1091		1092		1093		1094		1095		1096	
		1099		1100		1101		1102		1103		1104		1105		1106	
		1109		1110		1111		1112		1113		1114		1115		1116	
		1119		1120		1121		1122		1123		1124		1125		1126	
		1129		1130		1131		1132		1133		1134		1135		1136	
		1139		1140		1141		1142		1143		1144		1145		1146	
		1149		1150		1151		1152		1153		1154		1155		1156	
		1159		1160		1161		1162		1163		1164		1165		1166	
		1169		1170		1171		1172		1173		1174		1175		1176	
		1179		1180		1181		1182		1183		1184		1185		1186	
		1189		1190		1191		1192		1193		1194		1195		1196	
		1199		1200		1201		1202		1203		1204		1205		1206	
		1209		1210		1211		1212		1213		1214		1215		1216	
		1219		1220		1221		1222		1223		1224		1225		1226	
		1229		1230		1231		1232		1233		1234		1235		1236	
		1239		1240		1241		1242		1243		1244		1245		1246	
		1249		1250		1251		1252		1253		1254		1255		1256	
		1259		1260		1261		1262		1263		1264		1265		1266	
		1269		1270		1271		1272		1273		1274		1275		1276	
		1279		1280		1281		1282		1283		1284		1285		1286	
		1289		1290		1291		1292		1293		1294		1295		1296	
		1299		1300		1301		1302		1303		1304		1305		1306	
		1309		1310		1311		1312		1313		1314		1315		1316	
		1319		1320		1321		1322		1323		1324		1325		1326	
		1329		1330		1331		1332		1333		1334		1335		1336	
		1339		1340		1341		1342		1343		1344		1345		1346	
		1349		1350		1351		1352		1353		1354		1355		1356	
		1359		1360		1361		1362		1363		1364		1365		1366	
		1369		1370		1371		1372		1373		1374		1375		1376	
		1379		1380		1381		1382		1383		1384		1385		1386	
		1389		1390		1391		1392		1393		1394		1395		1396	
		1399		1400		1401		1402		1403		1404		1405		1406	
		1409		1410		1411		1412		1413		1414		1415		1416	
		1419		1420		1421		1422		1423		1424		1425		1426	
		1429		1430		1431		1432									

Ikatan Kimia

A. Jenis-Jenis Ikatan Kimia

Pendahuluan

Menurut **kaidah oktet**, pada umumnya atom-atom ingin memiliki delapan elektron pada kulit terluarnya, kecuali atom-atom kecil seperti ${}^1\text{H}$, ${}^2\text{He}$, ${}^3\text{Li}$, dan ${}^4\text{Be}$ hanya ingin memiliki dua elektron pada kulit terluarnya (**kaidah duet**).

Bila jumlah elektron terluar 1,2, atau 3 atom cenderung melepaskan elektron.

Bila jumlah elektron terluar 4,5, 6, atau 7, atom cenderung menangkap elektron.

Bila jumlah elektron terluar 8, atom mempunyai susunan elektron stabil.

Untuk memperoleh susunan elektron yang stabil (delapan atau dua elektron di kulit terluar, atom-atom melakukan suatu ikatan kimia baik melalui **ikatan ion** atau **ikatan kovalen**.

Ikatan Ion (Ikatan Elektrovalen)

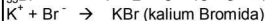
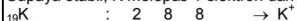
Ikatan atom unsur logam (elektropositif) dengan atom unsur nonlogam (elektronegatif). Unsur logam memberikan elektronnya pada unsur non logam.

Contoh:

Perhatikan konfigurasi elektron berikut.



Supaya stabil, K melepas 1 elektron dan Br menangkap 1 elektron K



Ikatan Kovalen

Ikatan atom unsur nonlogam dengan atom unsur nonlogam. Pemakaian bersama elektron dari kedua unsur tersebut.

Contoh:



Supaya stabil maka masing-masing harus mempunyai 8 elektron valensi, maka C dan Cl saling berikatan kovalen menjadi CCl_4 .



Ikatan Kovalen Polar

Ikatan atom unsur nonlogam dengan atom unsur nonlogam. Ada perbedaan keelektronegatifan yang sangat besar antara unsur-unsur penyusunnya, sehingga unsur yang mempunyai keelektronegatifan lebih kecil.

Contoh:

Cl apabila berikatan dengan H maka Cl akan menarik H ke arahnya karena Cl mempunyai keelektronegatifan yang lebih besar.

Sementara ikatan antara H dengan H tidak akan membentuk ikatan polar karena kekuatan tarik ion-ionnya sama kuat.

Ikatan Kovalen Rangkap

Ikatan atom unsur nonlogam dengan atom unsur nonlogam. Terdapat pemakaian lebih besar dari satu pasang elektron.

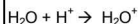
Contoh: Nitrogen (N_2) rangkap 3 $\rightarrow N \equiv N$. Oksigen (O_2) rangkap 2 $\rightarrow O = O$

Ikatan Kovalen Koordinatif

Ikatan atom unsur nonlogam dengan atom unsur nonlogam. Pemakaian bersama elektron dari salah satu unsur.

Contoh:

Pada ion hidronium H_3O^+ sebuah molekul H_2O akan mengikat H^+ dengan ikatan kovalen koordinatif



B. Ikatan Molekuler

Gaya Van Der Waals

Terjadi antar molekul-molekul nonpolar. Contoh: O_2 , BF_3 , CCl_4 . Ada dipol sesaat

Gaya Dispersi (Gaya London)

Terjadi gaya tarik menarik antara molekul-molekul non polar yang terkena aliran elektron (dipol sesaat) dengan molekul non polar di sebelahnya yang terpengaruh (dipol terimbas) yang berdekatan.

Gaya tarik antar molekulnya relatif lemah. Contoh: H_2 , N_2 , CH_4 , dan gas-gas mulia.

Gaya Dipol-Dipol

Terjadi antar molekul-molekul polar: H_2S , ICI , CH_3OCH_3

Ikatan Hidrogen

Terjadi antara atom H dari suatu molekul dengan atom F atau atom O atau atom N pada molekul lain. Ada perbedaan suhu tinggi dan sangat polar di antara molekul-molekul. Contoh: HF , H_2O , dan NH_3

Ikatan Logam

Ikatan antar ion logam dengan bantuan kumpulan elektron sebagai pengikat atom-atom positif logam. Contoh: campuran tembaga dengan seng membentuk kuningan.

C. Bentuk-Bentuk Geometri Molekul

PEAP	PET	PEB	Bentuk molekul	Contoh
4	4	0	Tetrahedron	CH ₄
4	3	1	Segitiga piramid	NH ₃
4	2	2	Planar V	H ₂ O
5	5	0	Segitiga bipiramid	PCl ₅
5	4	1	Bidang empat	SF ₄
5	3	2	Planar T/jungkat-jungkit	IF ₃
5	2	3	Linear	XeF ₂
6	6	0	Oktahedron	SF ₆
6	5	1	Segiempat piramid	IF ₅
6	4	2	Segiempat planar	XeF ₄

Dimana:

PEAP = Pasangan elektron atom pusat

PET = Pasangan elektron terikat

PEB = pasangan elektron bebas

D. Hibridisasi

Proses pembentukan orbital karena adanya gabungan (peleburan) dua atau lebih orbital atom dalam suatu satuan atom. Konsep hibridisasi ini terjadi misalnya pada senyawa CH₄

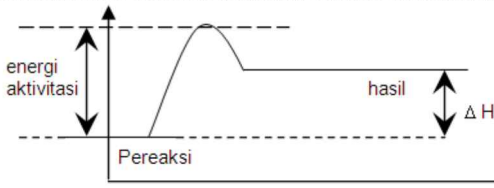
Orbital hibrida	Jumlah Ikatan	Bentuk geometrik
sp	2	Linear
sp ²	3	Segitiga datar sama sisi
sp ³	4	Tetrahedron
sp ³ d	4	Persegi datar
sp ³ d	5	Segitiga bipiramidal
sp ³ d ²	6	Oktahedron

Termokimia

A.Reaksi Endoterm dan Eksoterm

Reaksi Endoterm

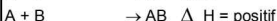
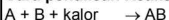
Jika dalam suatu reaksi kimia, sistem **menyerap** kalor dari lingkungan.



$\Delta H = H_{\text{hasil}} - H_{\text{pereaksi}}$. Dengan $H_{\text{hasil}} > H_{\text{pereaksi}}$

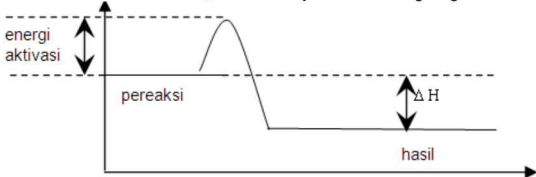
Keterangan: Perubahan entalpi (ΔH) = perubahan panas pada tekanan tetap

Cara penulisan Reaksi Endoterm:



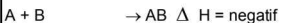
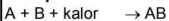
Reaksi Eksoterm

Jika dalam suatu reaksi kimia, sistem **melepas** kalor ke lingkungan.



$\Delta H = H_{\text{hasil}} - H_{\text{pereaksi}}$. Dengan $H_{\text{hasil}} < H_{\text{pereaksi}}$

Cara penulisan Reaksi Eksoterm:



B. Entalpi dan Jenis-Jenis Entalpi

Pengertian Entalpi

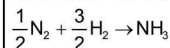
Jumlah energi secara total yang dimiliki oleh suatu sistem, energi ini akan selalu tetap jika tidak ada energi lain yang keluar masuk. Satuan entalpi adalah joule atau kalori, dengan 1 joule = 4,18 kalori.

Entalpi Pembentukan (H_f) $\rightarrow f = \text{fuse}$

Perubahan entalpi pada pembentukan 1 mol zat dari unsur-unsurnya.

Contoh:

Pembentukan 1 mol NH_3 dari unsur-unsurnya yaitu 0,5 mol N_2 dan 1,5 mol H_2

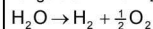


Entalpi Penguraian (H_d) $\rightarrow d = \text{decompose}$

Perubahan entalpi pada penguraian 1 mol zat menjadi unsur-unsurnya.

Contoh:

Penguraian 1 mol H_2O menjadi unsur-unsurnya yaitu 1 mol H_2O dan 0,5 mol O_2

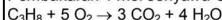


Entalpi Pembakaran (H_c) $\rightarrow c = \text{combustion}$

Panas yang dilepas pada pembakaran 1 mol zat dengan oksigen

Contoh:

Pembakaran 1 mol senyawa C_3H_8 oleh 5 mol O_2 menjadi 3 mol CO_2 dan 4 mol H_2O .



Entalpi Penetralkan (H_n) $\rightarrow n = \text{neutral}$

Panas yang dilepas pada pembentukan 1 mol air dalam reaksi penetralan

Entalpi Pelarutan (H_s) $\rightarrow s = \text{solute}$

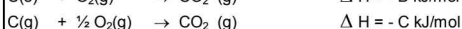
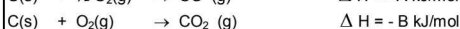
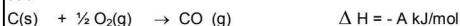
Perubahan entalpi untuk pelarutan 1 mol zat dalam tiap liter air

C. Penentuan ΔH Reaksi Entalpi

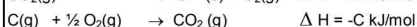
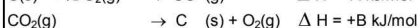
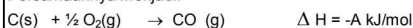
Hukum Hess

Perubahan entalpi yang terjadi pada suhu reaksi hanya tergantung pada keadaan mula-mula dan hanya akhir reaksi, jadi tidak tergantung pada proses reaksinya.

Jadi:



Persamaannya menjadi:



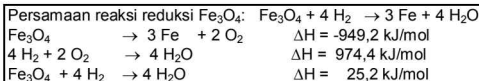
Menurut Hukum Hess, pada reaksi di atas berlaku: $\Delta H \text{ reaksi} = -A + B - C$

Contoh:

Jika diketahui entalpi pembentukan $\text{Fe}_3\text{O}_4 = 949,2 \text{ kJ}$; dan entalpi pembakaran $\text{H}_2 = 243,6 \text{ kJ}$. Hitung entalpi reaksi reduksi Fe_3O_4 dengan H_2 utk menghasilkan Fe dan air!

Penyelesaian:





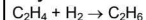
Data Entalpi pembentukan (Hf)

Dengan menggunakan rumus: $\Delta H = H_{\text{hasil reaksi}} - H_{\text{pereaksi}}$

Contoh:

Diketahui entalpi pembentukan $\text{C}_2\text{H}_4 = -12,4 \text{ kkal}$; dan entalpi pembentukan $\text{C}_2\text{H}_6 = +20,2 \text{ kkal}$.
 Tentukan perubahan entalpi reaksi?

Penyelesaian:



$$\Delta H = H_{\text{hasil reaksi}} - H_{\text{pereaksi}} = \{ H_f \text{C}_2\text{H}_6 - (H_f \text{C}_2\text{H}_4 + H_f \text{H}_2) \} = 20,2 - (-12,4 + 0)$$

$$= 20,2 + 12,4 = \mathbf{32,6 \text{ kkal}}$$

Kalorimetri

Rumus: $q = m \cdot c \cdot \Delta T$

Di mana q = kalor reaksi. m = massa zat pereaksi. c = kalor jenis air.

ΔT = suhu akhir – suhu mula-mula

Contoh:

Pada pelarutan 2 gram kristal NaOH dalam 50 ml air terjadi kenaikan suhu dari 27°C menjadi 52°C . Apabila kalor jenis larutan adalah $4,2 \text{ j}\cdot\text{g}^{-1}\cdot^\circ\text{C}^{-1}$, maka hitung entalpi NaOH dinyatakan dalam kJ mol^{-1} !

Jawab:

$$\text{mol NaOH} = \frac{2}{40} = 0,5 \text{ mol}$$

$$q = m \cdot c \cdot T = 2,4,2 \cdot (52 - 27) = 210 \text{ Joule } (\Delta T \text{ positif} \rightarrow \text{reaksi eksoterm})$$

$$\text{Maka untuk 1 mol NaOH} \rightarrow q = \frac{1}{0,05} \times 210 \text{ Joule} = 4200 \text{ Joule} = 4,2 \text{ kJ}$$

Jadi $\Delta H = -4,2 \text{ kJ}\cdot\text{Mol}^{-1}$ (ΔH negatif \rightarrow reaksi eksoterm)

Data Energi Ikatan

Energi yang dibutuhkan untuk memutuskan ikatan antar atom tiap mol suatu zat dalam fase gas.

H - C	415	N - N	163	F - F	155
H - N	390	N - O	201	F - Cl	253
H - F	563	N - F	272	F - Br	237
H - Cl	431	N - Cl	200	Cl - Cl	242
H - Br	366	N - Br	243	Cl - Br	218
H - I	298	O - O	146	Cl - I	208
H - O	462	O - F	190	Br - Br	223
H - S	339	O - Cl	203	Br - I	175
H - Si	323	O - I	234	O = O	495
C - C	347	O - Si	368	N = N	418
C - N	291	S - S	266	C = O	799
C - F	485	S - F	327	C = N	619
C - Cl	328	S - Br	218	C = C	606
C - Br	276	S - Cl	253	C = S	418
C - I	240	I - I	151	S = O	323
C - O	358			N = N	944
C - S	259			C = C	839
C - Si	301			C = N	891
				C = O	1072

Catatan:

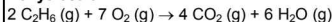
Untuk menyelesaikan soal umumnya akan diberi tahu berapa energi ikatan masing-masing molekul. Jadi data di atas tidak harus dihafal.

Energi Ikatan Rata-rata

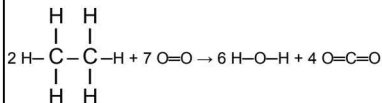
$\Delta H = \Sigma$ energi pemutusan ikatan - Σ energi ikatan pembentukan

Contoh:

Dengan menggunakan tabel energi ikatan tentukanlah energi yang dibebaskan pada pembakaran 5,6 etana pada keadaan standar!

Penyelesaian:

Strukturanya:



Pemutusan

12 mol C – H = 4980 kJ

2 mol C – C = 694 kJ

7 mol O – O

1 pemutusan = 9139 kJ

ΔH reaksi = 9139 – 11936 = -2797 kJ (H negatif = membebaskan energi)

Energi yang dibebaskan = 2797 kJ/2 mol etana.

Untuk 5,6 liter dalam STP berlaku:

$$\text{mol etana} = \frac{5,6}{22,4} = 0,25 \text{ mol maka } \rightarrow \frac{0,25}{2} \times 2797 = \mathbf{349,625 \text{ kJ}}$$

Jadi energi yang dibebaskan pada pembakaran 5,6 liter etana = 349,625 kJ

Pembentukan

8 mol C = 0 = 6392 kJ

12 mol H – O = 5544 kJ

= 3465 kJ

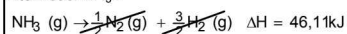
Σ pembentukan = 11936 kJ

Energi Atomisasi

ΔH atomisasi = Σ energi ikatan

Contoh soal:

Diketahui entalpi pembentukan $\text{NH}_3 = -46,11 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, energi ikatan H – H = $436 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, energi ikatan N = N $944 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Maka tentukanlah energi atomisasi NH_3 dan energi ikatan rata-rata N – H!

Jawab:Atomisasi NH_3 :

Energi atomisasi $\text{NH}_3 = 1172,11 \text{ kJ} \cdot \text{Mol}^{-1}$

$$\text{H atomisasi} = \Sigma \text{ energi ikatan} \Leftrightarrow \text{H atomisasi } \text{NH}_3 = \Sigma \text{ energi ikatan N – H}$$

$$\Leftrightarrow 1172,11 = 3 \cdot \text{energi ikatan N – H} \Leftrightarrow$$

$$\text{energi ikatan N – H} = \frac{1172,11}{3} = \mathbf{390,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

Laju Reaksi

A. Laju Reaksi

Laju Reaksi: perubahan konsentrasi zat dalam suatu reaksi per satuan waktu

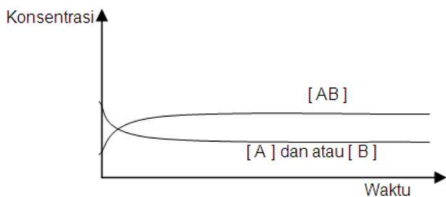
Misalkan: $aA + bB \rightarrow cAB$, maka;

Laju reaksi:

berkurangnya konsentrasi A tiap satuan waktu $\rightarrow V_A = \frac{-\Delta[A]}{\Delta t}$

berkurangnya konsentrasi B tiap satuan waktu $\rightarrow V_B = \frac{-\Delta[B]}{\Delta t}$

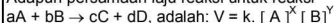
bertambahnya konsentrasi AB tiap satuan waktu $\rightarrow V_{AB} = \frac{+\Delta[AB]}{\Delta t}$



Grafik Laju Reaksi

Persamaan Laju Reaksi

Adapun persamaan laju reaksi untuk reaksi



dimana:

V = laju reaksi $[B]$ = konsentrasi zat B $[A]$ = konsentrasi zat A

k = konstanta laju reaksi x = orde reaksi zat A y = orde reaksi zat B

Contoh:

Dari beberapa percobaan terhadap reaksi antara Br_2 dan NO pada suhu $273^\circ C$ dengan persamaan: $Br_2 + 2 NO \rightarrow 2 NOBr$. Diperoleh data sebagai berikut.

Percobaan	Konsentrasi awal (M)		Laju Reaksi ($M \cdot \text{det}^{-1}$)
	Br_2	No	
1	0,1	0,1	12
2	0,2	0,1	24
3	0,3	0,1	36
4	0,1	0,2	48
5	0,1	0,3	108

- a. Tentukan orde reaksi terhadap Br_2 dan terhadap NO !
 b. Tentukan orde reaksi total !
 c. Tentukan persamaan laju reaksinya !
 d. Tentukan nilai konstanta laju reaksinya !

Penyelesaian:

Orde reaksi terhadap Br_2 (nilai NO sama). Nilai NO sama pada percobaan 1 dan percobaan 2

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{k[\text{Br}_2]^x[\text{NO}]^y}{k[\text{Br}_2]^x[\text{NO}]^y} \rightarrow \frac{24}{12} = \frac{k[0,2]^x[0,1]^y}{k[0,1]^x[0,1]^y} \rightarrow 2 = 2^x \rightarrow x = 1$$

Orde reaksi terhadap $\text{Br}_2 = 1$

Orde reaksi terhadap NO (nilai Br_2 sama). Nilai Br_2 sama pada percobaan 1, 4, dan percobaan 5 (kita pakai percobaan 1 dan 4)

$$\frac{V_4}{V_1} = \frac{k[\text{Br}_2]^x[\text{NO}]^y}{k[\text{Br}_2]^x[\text{NO}]^y} \rightarrow \frac{48}{12} = \frac{k[0,1]^x[0,2]^y}{k[0,1]^x[0,1]^y} \rightarrow 4 = 2^y \rightarrow y = 2$$

Orde reaksi terhadap $\text{NO} = 2$

Orde reaksi total = orde terhadap Br_2 + orde terhadap $\text{NO} = 1 + 2 = 3$

Persamaan Laju reaksi = $k \cdot [\text{Br}_2] [\text{NO}]^2$

Untuk menentukan nilai k , kita ambil data ke-1:

$$V = k[\text{Br}_2][\text{NO}]^2 \rightarrow 12 = k[0,1][0,1]^2 \rightarrow k = \frac{12 \text{ M} \cdot \text{det}^{-1}}{0,1 \text{ M} \cdot 0,01 \text{ M}^2} = 12.000 \text{ M}^{-2} \text{ det}^{-1}$$

Faktor-Faktor yang Berpengaruh Pada Laju Reaksi

1. Konsentrasi

Konsentrasi bertambah \rightarrow laju reaksi semakin cepat

Contoh:

Persamaan reaksi: $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$, semakin besar konsentrasi SO_2 dan O_2 maka tumbukan antarmolekul-molekulnya untuk membentuk SO_3 juga semakin cepat.

2. Luas Permukaan Bidang Sentuh

Semakin luas permukaan bidang sentuhnya \rightarrow laju reaksi semakin cepat.

Contoh:

Gula batu bermassa 100 gram dan gula pasir bermassa 100 gram \rightarrow gula pasir lebih cepat larut

3. Suhu

Setiap kenaikan suhu sebesar 10°C \rightarrow laju reaksi lebih cepat dua atau tiga kali, Berlaku rumus:

$$v_2 = (2)^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \cdot v_1$$

v_1 = Laju mula-mula v_2 = Laju setelah kenaikan suhu

T_1 = Suhu mula-mula T_2 = Suhu akhir

Catatan: Bila besar laju 3 kali semula maka (2) diganti (3). Bila laju diganti waktu maka (2) diganti (1/2)

Contoh:

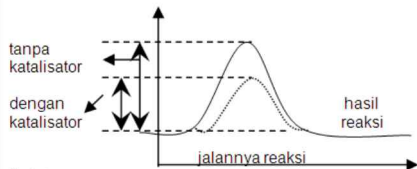
Setiap kenaikan 10°C laju reaksi menjadi 3 kali semula, tentukan laju reaksi pada suhu 80°C dibandingkan pada suhu 30°C !

Jawab:

$$V_2 = (3)^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \cdot V_1 \rightarrow V_2 = (3)^{\frac{80 - 30}{10}} \cdot V_1 \rightarrow V_2 = 3^5 \cdot V_1 \rightarrow V_2 = 243 \cdot V_1$$

4. Katalisator

Katalisator positif = zat yang akan mempercepat reaksi. Katalisator negatif = zat yang akan memperlambat reaksi. Bila proses reaksi selesai, zat ini akan kembali sesuai asalnya. Secara grafik dapat digambarkan sebagai berikut:

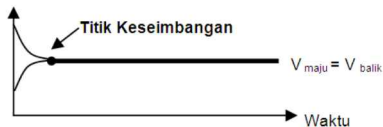


Katalisator akan memperkecil **energi aktivasi** atau **energi pengaktifan** yaitu energi minimum yang diperlukan pereaksi untuk melangsungkan proses reaksi.

Kesetimbangan Kimia

A. Jenis Kesetimbangan Kimia

Kesetimbangan kimia adalah keadaan yang terjadi jika laju reaksi ke kanan (maju) sama dengan reaksi ke kiri (balik).



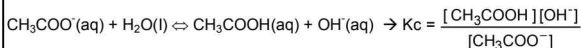
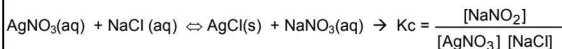
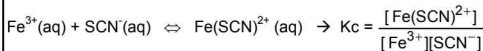
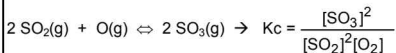
Keseimbangan Homogen $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$	Satu Fase. Keadaan setimbang dicapai bila $v_{kanan} = v_{kiri}$
Keseimbangan Heterogen $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$	Lebih dari Satu Fase. Dalam hitungan K, yang masif (mampat) diabaikan.
Disosiasi $2NH_3(s) \rightleftharpoons N_2(s) + 3H_2(g)$	Yang terurai/mula-mula = derajat disosiasi $\alpha = x/a$

B. Tetapan Kesetimbangan Kimia

K_c = Tetapan Kesetimbangan Konsentrasi

Tetapan kesetimbangan berdasar konsentrasi zat, berlaku untuk zat-zat yang berfasa gas (g) dan aqueous (aq). Zat yang berfasa solid/padat (s) dan liquid/cair (l)

Misalkan:



Contoh:

Dalam ruang bervolume 2 liter dimasukkan 64 gram gas SO_2 dan 32 gram O_2 . Setelah setimbang, ternyata terdapat 0,4 mol gas SO_3 . tentukanlah besar konstanta kesetimbangan !

Jawab:

$$64 \text{ gram } SO_2 = \frac{64}{64} \text{ mol} = 1 \text{ mol} \text{ dan } 32 \text{ gram oksigen } (O_2) = \frac{32}{32} \text{ mol} = 1 \text{ mol}$$

Persamaan reaksi:

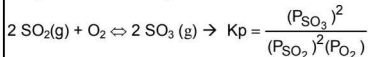
	$2 SO_2(g)$	$+ O_2(g)$	$2SO_3(g)$
mula-mula	: 1	1	-
terurai	: 0,4	0,2	0,4
setimbang	: 0,6	0,8	0,4

Perbandingan koefisien reaksi = perbandingan mol zat yang bereaksi

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]} = \frac{\left[\frac{0,4}{2}\right]^2}{\left[\frac{0,6}{2}\right]^2 \left[\frac{0,8}{2}\right]} = \frac{\left[\frac{0,16}{4}\right]}{\left[\frac{0,36}{4}\right] \left[\frac{0,8}{2}\right]} = \frac{0,04}{(0,09) \cdot (0,4)} = 1,11$$

Kp = Tetapan Kesetimbangan Tekanan

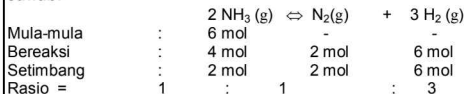
Hanya berlaku untuk gas



Contoh:

Sebanyak 6 mol NH_3 dipanaskan terurai menjadi N_2 dan H_2 , pada saat kesetimbangan tercapai ternyata tersisa 2 mol NH_3 , jika tekanan total campuran gas 10 atm tentukanlah K_p !

Jawab:



$$P_{\text{NH}_3} = \frac{1}{5} \times 10 = 2 \text{ atm} \quad P_{\text{N}_2} = \frac{1}{5} \times 10 = 2 \text{ atm} \quad P_{\text{H}_2} = \frac{3}{5} \times 10 = 6 \text{ atm}$$

$$\text{Sehingga } K_p = \frac{(P_{\text{N}_2}) (P_{\text{H}_2})^3}{(P_{\text{NH}_3})^2} = \frac{2 \cdot 6^3}{3^2} = 108$$

Hubungan Kc dengan Kp

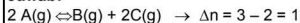
Berlaku: $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$ dimana: Δn = jumlah koefisien kanan – jumlah koefisien kiri

Contoh:

Diketahui suatu kesetimbangan suhu 127°C ;

$2 \text{A}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{B}(\text{g}) + 2 \text{C}(\text{g})$ mempunyai $K_c = 0,25$. Berapa nilai K_p ?

Jawab:



$$\text{maka: } K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \rightarrow K_p = 0,25 [0,082 \cdot (273 + 127)]^1 = 0,25 (32,8)^1 \rightarrow K_p = 8,2$$

Tetapan Kesetimbangan dengan Reaksi yang Berkaitan

Jika: $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{AB} \rightarrow K_c = K_1$ maka berlaku:

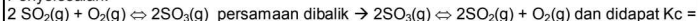
$$c\text{AB} \rightleftharpoons a\text{A} + b\text{B} \rightarrow K_c = \frac{1}{K_1} \quad \frac{1}{2}a\text{A} + \frac{1}{2}b\text{B} \rightleftharpoons \frac{1}{2}c\text{AB} \rightarrow K_c = K_1^{1/2}$$

$$2a\text{A} + 2b\text{B} \rightleftharpoons 2c\text{AB} \rightarrow K_c = K_1^2 \quad 2c\text{AB} \rightleftharpoons 2a\text{A} + 2b\text{B} \rightarrow K_c = \left(\frac{1}{K_1}\right)^2$$

Contoh:

Jika diketahui suatu persamaan $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$ dengan $K_c \frac{1}{4}$, maka tentukanlah K_c untuk persamaan $\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$?

Penyelesaian:



$$4. \quad 2 \text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \text{ persamaan dibagi 2}$$

$$\rightarrow \text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \text{ maka didapat } K_c = 4^{1/2} = 2$$

C. Derajat Disosiasi

$$\text{Rumus: } \alpha = \frac{\text{jumlah mol zat terurai}}{\text{jumlah mol zat mula - mula}}$$

Contoh:

Pada suhu tertentu ke dalam ruang bervolume 50 liter dimasukkan 1 mol N_2O_4 . Dalam keadaan setimbang diperoleh derajat disosiasi 0,25. Tentukalah konsentrasi N_2O_4 dan NO_2 dalam kesetimbangan tersebut!

Jawab:

	N_2O_4	2NO_2
mula-mula :	1 mol	-
terurai :	<u>0,25 mol</u>	<u>0,50 mol</u>
setimbang :	0,75 mol	0,50 mol

$$\alpha = \frac{\text{jumlah mol zat terurai}}{\text{jumlah mol zat mula - mula}} \rightarrow \text{Jml mol zat terurai} = 0,25 \times 1 = 0,25 \text{ mol}$$

Mol zat terurai sebanding dengan koefisien reaksi.

$$\text{Konsentrasi } \text{N}_2\text{O}_4 \text{ dalam kesetimbangan: } \frac{0,75 \text{ mol}}{50 \text{ liter}} = 0,015 \text{ M}$$

$$\text{Konsentrasi } \text{NO}_2 \text{ dalam kesetimbangan: } \frac{0,50 \text{ mol}}{50 \text{ liter}} = 0,01 \text{ M}$$

D. Pergeseran Kesetimbangan Le Chatelier

Dalam suatu sistem kesetimbangan bila diadakan gangguan, maka sistem akan menata diri sedemikian rupa sehingga pengaruh gangguan jadi seminimal mungkin.

Perubahan Konsentrasi

Bila salah satu konsentrasi zat diperbesar \rightarrow kesetimbangan mengalami pergeseran yang berlawanan arah dengan zat tersebut.

Bila konsentrasi diperkecil \rightarrow kesetimbangan akan bergeser ke arahnya.

Perubahan Tekanan

Bila tekanan dalam sistem kesetimbangan tersebut diperbesar \rightarrow kesetimbangan bergeser ke arah zat-zat yang mempunyai koefisien kecil.

Bila tekanan dalam sistem kesetimbangan tersebut diperkecil \rightarrow kesetimbangan bergeser ke arah zat-zat yang mempunyai koefisien besar.

Perubahan Volume

Bila volume dalam sistem kesetimbangan tersebut diperbesar \rightarrow kesetimbangan bergeser ke arah zat-zat yang mempunyai koefisien besar.

Bila volume dalam sistem kesetimbangan tersebut diperkecil \rightarrow kesetimbangan bergeser ke arah zat-zat yang mempunyai koefisien kecil.

Perubahan Suhu

Apabila suhu reaksi dinaikkan atau diperbesar maka kesetimbangan akan bergeser ke zat-zat yang membutuhkan panas (ENDOTERM). Sebaliknya suhu reaksi diturunkan kesetimbangan akan bergeser ke zat-zat yang melepaskan panas (EKSOTERM).

E. Meramal Arah Reaksi

Untuk meramal arah reaksi, kita dapat menggunakan besaran Q (hasil kali konsentrasi). Harga Q selalu dibandingkan terhadap K.

$Q > K$: hasil terlalu banyak \rightarrow ke kiri

$Q = K$: kesetimbangan tercapai

$Q < K$: reaksi belum selesai \rightarrow ke kanan

Sistem Larutan

A. Larutan Elektrolit dan Nonelektrolit

Larutan Elektrolit: Larutan yg terionisasi dlm air. Mampu menghantarkan arus listrik.

Larutan Elektrolit Kuat. Larutan elektrolit yang terionisasi hampir sempurna. Contoh: HCl, BBr, H₂SO₄, NaOH, Mg(OH)₂, HNO₃, KOH, dll

Larutan Elektrolit Lemah. Larutan elektrolit yang terionisasi sebagian kecil
Contoh: HF, H₃PO₄, CH₃COOH, NH₃, H₂S, HCOOH, dll

Larutan Nonelektrolit: Larutan yang tidak terionisasi dalam air sehingga tidak mampu menghantarkan arus listrik. **Contoh:** CO(NH₂)₂, C₁₂H₂₂O₁₁, C₆H₁₂O₆, CH₃OH, dll

B. Konsentrasi

Molalitas

Menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam 1 kg (1000 gram) pelarut.

$$m = \frac{\text{massa}_t / \text{Mr}}{\text{massa}_p \text{ (kilo gram)}} = \frac{\text{massa}_t}{\text{Mr}} \times \frac{1000}{\text{massa}_p \text{ (gram)}}$$

Keterangan:

m = Molalitas. massa_t = massa zat pelarut. massa_p = massa pelarut

Mr = massa molekul relatif zat pelarut

Contoh:

Diketahui suatu larutan 0,25 molal. Jika digunakan air 250 gram sebagai pelarut maka tentukanlah massa zat terlarutnya! (Mr zat terlarut = 60)

Jawab:

$$m = \frac{\text{massa}_t}{\text{Mr}} \times \frac{1000}{\text{massa}_p \text{ (gram)}} \rightarrow 0,25 = \frac{\text{massa}_t}{60} \times \frac{1000}{250} \rightarrow 0,25 \times 60 = 4 \text{ massa}_t$$

$$\rightarrow \text{massa}_t = 15/4 = 3,75 \text{ gram}$$

Molaritas

Menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam 1 liter (1000 mililiter) larutan.

$$M = \frac{\text{massa}_t / \text{Mr}}{\text{volume}_p \text{ (liter)}} = \frac{\text{massa}_t}{\text{Mr}} \times \frac{1000}{\text{volume}_p \text{ (mililiter)}}$$

Contoh:

Tentukanlah massa magnesium hidroksida, Mg(OH)₂ yang terdapat dalam 200 mililiter larutan 0,25 M magnesium hidroksida (Ar Mg = 24, Ar O = 16, Ar H = 1)

Jawab:

$$M = \frac{\text{massa}_t}{\text{Mr}} \times \frac{1000}{\text{volume}_p \text{ (mililiter)}} \rightarrow 0,25 = \frac{\text{massa}_t}{58} \times \frac{1000}{200} \rightarrow 14,5 = 5 \cdot \text{massa}_t$$

$$\rightarrow \text{massa}_t = 14,5/5 = 2,9 \text{ gram}$$

Pencampuran Zat

$$\text{Rumus: } M_C \cdot V_C = M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 + \dots + M_n \cdot V_n$$

M_C = molaritas campuran V_C = volume campuran

M₁ = molaritas zat 1 V₁ = volume zat 1

M₂ = molaritas zat 2 V₂ = volume zat 2

M_n = molaritas zat n V₂ = volume zat n

Contoh:

Larutan asam klorida 0,25 molar sebanyak 200 ml dicampur dengan asam klorida 0,3 molar sebanyak 250 ml kemudian ke dalam campuran tersebut ditambahkan lagi asam klorida 0,2 molar sampai volume campuran akhirnya menjadi 600 ml. Tentukanlah konsentrasi campuran sekarang!

Jawab:

$$M_c \cdot V_c = M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 + M_3 \cdot V_3 \rightarrow M_c \cdot 600 = 0,25 \cdot 200 + 0,3 \cdot 250 + 0,2 \cdot 150$$

$$\rightarrow M_c = \frac{50 + 75 + 30}{600} = 0,258$$

Pengenceran

Rumus: $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$

M_1 = molaritas zat mula-mula

M_2 = molaritas zat setelah pengenceran

V_1 = volume zat mula-mula

V_2 = volume zat setelah pengenceran

Fraksi Mol

$$X_t = \frac{n_t}{n_t + n_p}; X_p = \frac{n_p}{n_t + n_p} \Rightarrow X_t + X_p$$

X_t = fraksi mol zat terlarut

X_p = fraksi mol pelarut

n_t = mol zat terlarut

n_p = mol zat pelarut

Contoh:

Dalam suatu larutan 22,4% massa naftalena dalam benzena, tentukanlah fraksi mol masing-masing zat tersebut. Diketahui Mr naftalena = 128 dan Mr benzena = 78

Penyelesaian:

Kita misalkan massa larutan total = 100 gram maka,

$$\text{massa naftalena} = \frac{22,4}{100} \times 100 \text{ gr} = 22,4 \text{ gr} \rightarrow \text{mol naftalena} = \frac{22,4}{128} \text{ mol} = 0,175 \text{ mol}$$

$$\text{massa benzena} = (100 - 22,4) \text{ gr} = 77,6 \text{ gr} \rightarrow \text{mol benzena} = \frac{77,6}{78} \text{ mol} = 0,99 \text{ mol}$$

$$X_{\text{naftalena}} = \frac{n_{\text{naftalena}}}{n_{\text{naftalena}} + n_{\text{benzena}}} = \frac{0,175}{0,175 + 0,99} = 0,15 \rightarrow X_{\text{benzena}} = 1 - 0,15 = 0,85$$

Asam Basa

A. Teori Asam Basa

Arrhenius

Asam adalah suatu senyawa yang apabila dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion hidrogen (H^+) atau ion hidronium (H_3O^+)

Contoh: $HCl(aq) \rightarrow H^+ + Cl^-$; $HNO_3(aq) \rightarrow H^+ + NO_3^-$

Basa adalah suatu senyawa yang apabila dilarutkan dalam air menghasilkan ion hidroksida (OH^-)

Contoh:

$NaOH(aq) \rightarrow Na^+ + OH^-$; $KOH(aq) \rightarrow K^+ + OH^-$

Bronsted dan Lowry

Asam: zat yang bertindak sebagai pendonor proton (memberikan proton) pada basa.

Asam \rightarrow Basa Konjugasi + H^+

Proton: menerima proton dari asam.

Basa + H^+ \rightarrow Asam Konjugasi

Contoh:

$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

Asam 1 Basa 2 Asam 2 Basa 1

Asam1-Basa1 dan Basa2-Asam 2: Pasangan asam-basa konjugasi

Gilbert Lewis

Asam: zat yang bertindak sebagai penerima (akseptor) pasangan elektron.

Basa: zat yang bertindak sebagai pemberi (donor) pasangan elektron.

B. Kekuatan Asam-Basa

Ionisasi Air

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ Tetapan ionisasi air: $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$

Ionisasi Asam/Basa

Asam/Basa dikatakan kuat jika terionisasi secara sempurna dalam larutan.

K_a = tetapan ionisasi asam K_b = tetapan ionisasi basa

Asam Kuat

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

Rumus: $[H^+] = \text{Konsentrasi Asam Kuat} \times \text{Valensi Asam Kuat}$

Asam Lemah

Contoh: CH_3COOH , HCN , HNO_2 **Rumus:** $[H^+] = \sqrt{K_a \times \text{Kons. Asam Lemah}}$

Basa Kuat

Contoh basa kuat: KOH , $NaOH$, $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$

Rumus: $[OH^-] = \text{Konsentrasi Basa Kuat} \times \text{Valensi Basa Kuat}$

Basa Lemah

Contoh: NH_4OH , $C_6H_5NH_3OH$ **Rumus:** $[OH^-] = \sqrt{K_b \times \text{Kons. Basa Lemah}}$

C. Larutan Buffer

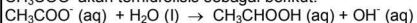
Larutan Buffer Asam	Larutan Buffer Basa
<p>Larutan penyangga yang terbentuk dari asam lemah dengan basa konjugasinya.</p> $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCH}_3\text{COO} + \text{H}_2\text{O}$ <p>$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow \text{Larutan penyangga asam}$</p>	<p>Larutan penyangga yg terbentuk dari basa lemah dgn asam konjugasinya.</p> $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ <p>$\text{NH}_3 + \text{NH}_4^+ \rightarrow \text{Larutan penyangga basa}$</p>

D. Hidrolisis Larutan

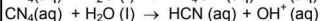
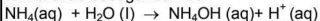
Penguraian larutan yg disebabkan oleh ion H^+ dan OH^- yg berasal dari molekul air. Hidrolisis pd garam yg mengandung asam lemah atau mengandung basa lemah.

Contoh:

Garam yang berasal dari asam lemah CH_3COOH dengan basa kuat NaCH_3COO , maka CH_3COO^- akan terhidrolisis sebagai berikut.



Garam yang berasal dari basa lemah NH_3 dengan basa kuat HCl yaitu NH_4Cl , maka NH_4^+ akan terhidrolisis sebagai berikut.



E. Menghitung Derajat Keasaman (pH)

Derajat Keasaman (pH)

Rumus: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH}$

$\text{pH} < 7 \rightarrow \text{ASAM}$ $\text{pH} > 7 \rightarrow \text{BASA}$

Asam Kuat + Basa Kuat

Bila Keduanya Habis $\rightarrow \text{pH}$ larutan = 7 (netral)

Bila Asam Kuat Sisa $\rightarrow [\text{H}^+] = \text{Konsentrasi}_{\text{Asam Kuat}} \times \text{Valensi}_{\text{Asam Kuat}}$

Bila Basa Kuat Sisa $\rightarrow [\text{OH}^-] = \text{Konsentrasi}_{\text{Basa Kuat}} \times \text{Valensi}_{\text{Basa Kuat}}$

Asam Kuat + Basa Lemah

Bila Keduanya Habis \rightarrow rumus HIDROLISIS: $[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b}} \times \text{kons. kation}$

Bila Asam Kuat Sisa $\rightarrow [\text{H}^+] = \text{Konsentrasi}_{\text{Asam Kuat}} \times \text{Valensi}_{\text{Asam Kuat}}$

Bila Basa Lemah Sisa \rightarrow rumus BUFFER: $[\text{OH}^-] = K_b \times \frac{\text{Kons. Sisa}_{\text{Basa Lemah}}}{\text{Kons. Garam}}$

Asam Lemah + Basa Kuat

Bila Keduanya Habis → rumus HIDROLISIS: $[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} \times \text{Kons. Anion}}$

Bila Basa Kuat Sisa → $[\text{OH}^-] = \text{Konsentrasi Basa Kuat} \times \text{Valensi Basa Kuat}$

Bila Asam Lemah Sisa → rumus BUFFER: $[\text{H}^+] = K_a \times \frac{\text{Kons. Asama Lemah}}{\text{Kons. Garam}}$

Asam Lemah + Basa Lemah

Bila Keduanya Habis → rumus HIDROLISIS: $[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \times K_a}$

Bila Asam Lemah sisa → $[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \times \text{Kons. Asam Lemah}}$

Bila Asam Lemah Sisa → $[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \times \text{Kons. Basa Lemah}}$

Contoh Kasus

Kasus 1: Berapa pH campuran 100ml larutan HCl 0,05M yg direaksikan dgn 100ml larutan NaOH 0,1 M

Penyelesaian:

mol HCl = $100 \times 0,05 = 5 \text{ mmol}$ mol NaOH = $100 \times 0,1 = 10 \text{ mmol}$

Reaksi: HCl + NaOH → NaCl + H₂O

Semula	5	5	-	-
Bereaksi	5	5	5	5
Sisa	0	5	5	5

Basa Kuat sisa. Gunakan rumus:

$$[\text{OH}^-] = \text{Konsentrasi Basa Kuat} \times \text{Valensi Basa Kuat} = \left[\frac{5 \text{ mmol}}{200 \text{ mL}} \right] \times 1 = 2,5 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 2,5 \cdot 10^{-2} = 2 - \log 2,5 \rightarrow \text{pH} = 14 - (2 - \log 2,5) = 12 + \log 2,5$$

Kasus 2: Berapa pH campuran 200 ml larutan CH₃COOH 0,1 M yang direaksikan dengan 100 ml larutan KOH 0,1 M!. (K_a C₃COOH = 10⁻⁵)

Jawab:

mol CH ₃ COOH = 200 x 0,1 mmol	mol KOH = 100 x 0,1 = 10 mmol			
Reaksi: CH ₃ COOH + KOH → CH ₃ COOK + H ₂ O				
Semula	20	20	-	-
Bereaksi	10	10	10	10
Sisa	10	0	10	10

Buffer Asam

Asam Lemah bersisa gunakan rumus:

$$[\text{H}^+] = K_a \times \text{Kons. Sisa AL} = 10^{-5} \times \left[\frac{10 / 300}{10 / 300} \right] = 10^{-5} \rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-5} = 5$$

Kelarutan dan Hasil Kali Kelarutan

A. Kelarutan

Banyaknya jml mol maksimum zat yg dapat larut dlm larutan yg bervolume 1 liter.

Contoh: Berapa kelarutan Mg(OH)₂ dalam Molar, jika 5,8 gram Mr Mg(OH) larut dalam 500 mL air? (Mr Mg(OH) = 58)

Penyelesaian: $M = (5,8/58) \times (1000/500) = 0,2 \text{ M}$

B. Hasil Kali Kelarutan (K_{sp})

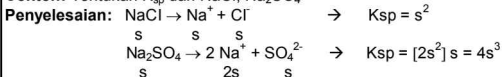
Perkalian konsentrasi ion-ion dalam suatu larutan jenuh zat tersebut. Dimana konsentrasi tersebut dipangkatkan dengan masing-masing koefisiennya.

Rumus:

$$\text{Jml ion (n) = 2} \rightarrow K_{sp} = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_{sp}} \quad \text{Jml ion (n) = 3} \rightarrow K_{sp} = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_{sp}}{4}}$$

$$\text{Jml ion (n) = 4} \rightarrow K_{sp} = 27s^4 \rightarrow s = \sqrt[4]{\frac{K_{sp}}{27}}$$

Contoh: Tentukan K_{sp} dari NaCl, Na₂SO₄



C. Pengaruh Ion Sejenis

Ion sejenis memperkecil kelarutan

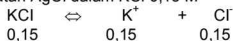
Contoh: Jika diketahui K_{sp} AgCl = 10⁻¹⁰. Tentukan kelarutan AgCl dlm KCl 0,15 M



$$K_{sp} \text{ AgCl} = s^2 \rightarrow s^2 = (10^{-5})^2 = 10^{-10} \rightarrow s = \sqrt{10^{-10}} \rightarrow s = 10^{-5}$$

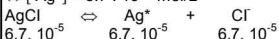
Kelarutan AgCl dalam air murni: 10⁻⁵ mol/L

Kelarutan AgCl dalam KCl 0,15 M



$$K_{sp} \text{ AgCl} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \rightleftharpoons 10^{-5} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \rightleftharpoons [\text{Ag}^+] = \frac{10^{-10}}{0,15} = \frac{10^{-10}}{1,5 \cdot 10^{-1}}$$

$$\rightleftharpoons [\text{Ag}^+] = 6,7 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$



Kelarutan AgCl dalam KCl 0,15 M = 6,7 · 10⁻¹⁰ mol/L (lebih kecil dari kelarutannya dalam air)

Sifat Larutan Koligatif

A. Sifat Koligatif Larutan Nonelektrolit

Penurunan Tekanan Uap (ΔP)

Rumus: $\Delta P = P^0 - P$

$$\Delta P = X_t \cdot P^0$$

$$P = X_p \cdot P^0$$

ΔP = Penurunan tekanan uap

P^0 = Tekanan Jenuh pelarut murni

P = Tekanan Jenuh larutan

X_t = Fraksi zat terlarut

X_p = Fraksi mol pelarut

Contoh:

Tentukanlah Penurunan tekanan uap jenuh air untuk larutan 18% massa glukosa dalam air, jika tekanan uap air dalam suhu 20°C adalah 17,54 mmHg! (Mr glukosa = 180)

Jawab: Kita misalkan massa larutan adalah 100 gram;

$$\text{massa glukosa} = \frac{18}{100} \times 100 \text{ gram} = 18 \text{ gram} \rightarrow \text{mol glukosa} = \frac{18}{180} \times \text{mol} = 0,1 \text{ mol}$$

$$\text{massa air} = 100 - 18 = 82 \text{ gram} \rightarrow \text{mol air} = 82/18 \text{ mol} = 4,56 \text{ mol}$$

$$X_{\text{glukosa}} = \frac{n_{\text{glu}}}{n_{\text{glu}} + n_{\text{air}}} = \frac{0,1}{0,1 + 4,56} = 0,02 \rightarrow \Delta P = X_t \cdot P^0 = 0,02 \cdot 17,54 = 0,351 \text{ mmHg}$$

Kenaikan Titik Didih (ΔT_b)

Rumus: $\Delta T_b = P_{b_{\text{lar}}} - T_{b_{\text{pel}}}$

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

ΔT_b = Kenaikan titik didih larutan (b = boil = didih)

$T_{b_{\text{pel}}}$ = Titik didih pelarut

K_b = Tetapan titik didih molal pelarut

m = molalitas larutan

Penurunan Titik Beku (ΔT_f)

Rumus: $\Delta T_f = T_{f_{\text{pel}}} - T_{f_{\text{lar}}}$

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

ΔT_f = Penurunan titik beku pelarut (f = freeze = beku)

$T_{f_{\text{lar}}}$ = titik beku larutan

K_b = tetapan titik beku molal pelarut

m = molalitas larutan

Contoh:

Tentukanlah titik beku suatu larutan yang mengandung 12 gram urea (Mr CO (NH₂)₂ = 60) dalam 750 gram air jika tetapan titik beku molal air = 1,86.

Jawab:

$$\Delta T_f = K_f \cdot m \rightarrow \Delta T_f = 1,86 \cdot \frac{12}{60} \times \frac{1000}{750} = 0,496^{\circ}\text{C}$$

$$\rightarrow \Delta T_f = T_{f_{\text{pel}}} - T_{f_{\text{lar}}} \rightarrow 0,496 = 0 - T_{f_{\text{lar}}} \rightarrow \text{titik beku larutan} = 0 - 0,496 = 0,496^{\circ}\text{C}$$

Tekanan Osmotik (π)

Rumus: $\pi = M \cdot R \cdot T$

π = Tekanan osmotik

M = Molaritas larutan

R = Tetapan gas = 0,08205

T = Suhu mutlak = ($^{\circ}\text{C} + 273$)K

B. Sifat Koligatif Larutan Elektrolit

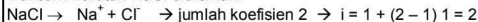
Faktor van't Hoff (i)

$$\text{Rumus: } i = 1 + (n - 1) \alpha$$

α = derajat ionisasi

n = jumlah koefisien hasil penguraian senyawa ion

Contoh: Larutan NaCl diuraikan:



Larutan Ba(OH)₂ diuraikan:



Penurunan Tekanan Uap (ΔP)

$$\text{Rumus: } \Delta P = P^0 - P \quad \Delta P = X_t - P^0 \quad P = X_p \cdot P^0 \quad \text{dgn } X_t = \frac{nt \cdot i}{nt \cdot i + np} \quad \& \quad X_p = \frac{np}{nt \cdot i + np}$$

ΔP = Penurunan tekanan uap

P = tekanan uap jenuh larutan

X_p = fraksi mol pelarut

np = mol pelarut

P^0 = Tekanan Uap Jenuh pelarut murni

X_t = fraksi mol zat terlarut

nt = mol zat terlarut

i = faktor van't Hoff

Kenaikan Titik Didih (ΔT_b)

$$\text{Rumus: } \Delta T_b = T_{b\text{lar}} - T_{b\text{pel}} \quad \Delta T_b = K_b \cdot m \cdot i$$

$T_{b\text{lar}}$ = titik didih larutan

K_b = tetapan titik didih molal pelarut

$T_{b\text{pel}}$ = titik didih pelarut

m = molalitas larutan i = faktor van't Hoff

Penurunan Titik Beku (ΔT_f)

$$\text{Rumus: } \Delta T_f = T_{f\text{pel}} - T_{f\text{lar}} \quad \Delta T_f = K_f \cdot m \cdot i$$

$T_{f\text{pel}}$ = titik beku pelarut

K_b = tetapan titik beku molal pelarut

$T_{f\text{lar}}$ = titik beku larutan

m = molalitas larutan i = faktor van Hoff

Tekanan Osmotik (π)

$$\text{Rumus: } \pi = M \cdot R \cdot T \cdot i$$

M = molaritas larutan

T = suhu mutlak ($^{\circ}\text{C} + 273$) K

R = tetapan gas = 0,08205

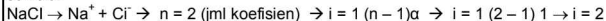
i = faktor van't Hoff

Contoh Soal Sifat Koligatif Larutan Elektrolit

Sebanyak 1,17 gram NaCl dilarutkan dalam 250 gram air. Berapa nilai tekanan uap jenuh larutan jika diketahui $P^0 = 30$ mmHg? Tentukan juga titik didih Larutan?

(K_b air = $0,52^{\circ}\text{C m}^{-1}$, K_f air = $1,86^{\circ}\text{C m}^{-1}$, $\text{Ar Na} = 23$, $\text{Ar Cl} = 35,5$)

Jawab:



$$X_p = \frac{np}{(nt)i + np} = \frac{259 / 18}{58,5 \cdot 2 + \frac{250}{18}} = 0,99 \rightarrow P = X_p \cdot P^0 \rightarrow P = 0,99 \times 30 = 29,7 \text{ mmHg}$$

$$\text{molalitas NaCl} = \frac{1,17}{58,5} \cdot \frac{1000}{250} = 0,08 \text{ m} \rightarrow \Delta T_b = K_b \cdot m \cdot i = 0,52 \cdot 0,08 \cdot 2 = 0,0832^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta T_b = T_{b\text{lar}} - T_{b\text{pel}} \rightarrow T_{b\text{lar}} = \Delta T_b + T_{b\text{pel}} = 0,0832 + 100 = 100,0832^{\circ}\text{C}$$

Reduksi-Oksidasi (Redoks)

A. Konsep Redoks

Berdasarkan Oksigen	
Oksidasi = mengikat oksigen	$2 \text{Ba} + \text{O}_2 \rightarrow \text{BaO}$ $4 \text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$
Reduksi = melepas oksigen	$2 \text{CuO} \rightarrow 2 \text{Cu} + \text{O}_2$ $2 \text{FeO} \rightarrow 2 \text{Fe} + \text{O}_2$
Berdasarkan Elektron	
Oksidasi = melepas elektron	$\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + \text{e}$ $\text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}^- + 2\text{e}$
Reduksi = mengikat elektron	$\text{Br}_2 + 2\text{e} \rightarrow 2 \text{Br}^-$ $\text{Sn}^{4+} + 2\text{e} \rightarrow \text{Sn}^{2+}$
Berdasarkan Bilangan Oksidasi	
Oksidasi = peningkatan bilangan oksidasi Reduksi = penurunan bilangan oksidasi	
Contoh: $\text{Cl}_2 + 2 \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow 2 \text{KCl} + 2 \text{KmnO}_4$	
Aturan Bilangan Oksidasi	
1. Atom logam mempunyai bilangan oksidasi positif sesuai muatannya: misalnya: Ag^+ biloks = +1 Cu^{2+} biloks = +2 Fe^{3+} biloks = +3	
2. Atom H dalam H_2 mempunyai bilangan oksidasi = 0, dalam senyawa lain mempunyai bilangan oksidasi = + 1, dalam senyawa dengan logam (misal: NaH, BaH) H mempunyai bilangan oksidasi = -1.	
3. Atom O dalam O_2 , mempunyai bilangan oksidasi = 0. Pada senyawa $\text{F}_2\text{O} \rightarrow$ biloks = +2. Pada senyawa peroksida (misal: Na_2O_2 , H_2O_2 , O mempunyai biloks =-1).	
4. Unsur bebas mempunyai bilangan oksidasi = 0 Contoh: Fe, Na, Ca, N, K, C, dll.	
5. F mempunyai bilangan oksidasi = -1.	
6. Ion yang terdiri dari satu atom mempunyai bilangan oksidasi sesuai dengan muatannya. Contoh: $\text{S}^{2-} \rightarrow$ biloks = -2.	
7. Jumlah bilangan oksidasi total dalam suatu senyawa netral = nol. Contoh: $\text{H}_2 \text{SO}_4 \rightarrow$ biloks H_2 = + 2 biloks. S = +6. Biloks O_4 = -8. Biloks O_4 = -8.	
8. Jumlah bilangan oksidasi total dalam suatu ion = muatan ionnya. Contoh: $\text{H}_2 \text{PO}_4^- \rightarrow 2$ biloks H + biloks P + 4 biloks O = -1.	

B. Menyetarakan Reaksi Redoks

Metode Setengah Reaksi (Ion Elektron)

Suasana Asam

Setarakan reaksi: $\text{Cu} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{S} + \text{NO}$

1. Tulis masing-masing setengah reaksinya

Reduksi: $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}$ Nitrogen mengalami reduksi \rightarrow dari +5 menjadi +4

Oksidasi: $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}$ Sulfur mengalami oksidasi \rightarrow dari -2 menjadi 0

2. Setarakan atom unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi.

Catatan: Tidak ada perbedaan jumlah atom dari unsur yang mengalami perubahan biloks.

3. Setarakan oksigen dan kemudian hidrogen dengan ketentuan.

Larutan asam: Tambahkan 1 molekul H_2O untuk setiap sekurangan 1 atom oksigen pada ruas yang kekurangan oksigen tersebut.

Setarakan H dengan menambah ion H^+ pada ruas yang lain

Reduksi : $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ Oksidasi: $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}$

4. Setarakan muatan dengan menambahkan elektron dengan jumlah yg sesuai.

Bila reaksi oksidasi tambahkan elektron di ruas kanan, bila reaksi reduksi tambahkan reduksi tambahkan elektron di ruas kiri.

Reduksi : $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$ Oksidasi: $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S} + 2\text{e}^-$

5. Setarakan jumlah elektron kemudian persamaan.

Reduksi : $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$ (kali 3)

Oksidasi : $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S} + 2\text{e}^-$ (kali 2) +

Hasil : $2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ + \text{S}^{2-} + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{S} + 2\text{e}^-$

Suasana Basa

Setarakan reaksi: $\text{Cl}_2 + \text{IO}_3^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{IO}_4^-$

1. Tulis masing-masing setengah reaksinya

Reduksi : $\text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}^-$ Klor mengalami reduksi \rightarrow dari 0 menjadi -1

Oksidasi : $\text{IO}_3^- \rightarrow \text{IO}_4^-$ Iod mengalami oksidasi \rightarrow dari +5 menjadi +7

2. Setarakan atom unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi

Reduksi: $\text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}^-$ Oksidasi: $\text{IO}_3^- \rightarrow \text{IO}_4^-$

Catatan: Tidak ada perbedaan jumlah atom dari unsur lod

3. Setarakan oksigen dan kemudian hidrogen

Larutan basa: Tambahkan 1 molekul H_2O untuk setiap kelebihan atom oksigen pada ruas yang kelebihan oksigen tersebut. Setarakan H dengan menambah ion OH^- pada ruas yang lain.

Reduksi: $\text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}^-$ Oksidasi: $\text{IO}_3^- + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{IO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$

4. Setarakan muatan dengan menambahkan elektron dengan jumlah sesuai.

Bila reaksi oksidasi tambahkan elektron di ruas kanan, bila reaksi reduksi tambahkan elektron di ruas kiri.

Reduksi: $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$ Oksidasi: $\text{IO}_3^- + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{IO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$

5. Setarakan jumlah elektron kemudian selesaikan persamaan.

Reduksi : $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$

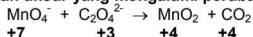
Oksidasi : $\text{IO}_3^- + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{IO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$ +

Hasil : $\text{Cl}_2 + \text{IO}_3^- + 2 \text{OH}^- + 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^- + \text{IO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$

Metode Bilangan Oksidasi

Setarakan reaksi: $\text{MnO}_4^- + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{CO}_2$

1. Menentukan unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi.



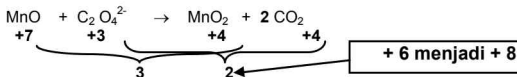
Mn = penurunan biloks (+7 \rightarrow +4). C kenaikan biloks (+3 \rightarrow +4).

2. Menyetarakan unsur tersebut dengan koefisien yang sesuai.

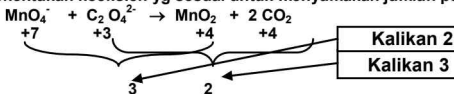
Mn sudah setara C diberi koefisien 2, sehingga: $\text{MnO}_4^- + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_2 + 2 \text{CO}_2$

3. Menentukan peningkatan biloks reduktor dan penurunan biloks oksidator.

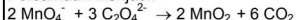
Jml. Perubahan biloks = jml atom x perubahannya



4. Menentukan koefisien yg sesuai untuk menyamakan jumlah perubahan biloks



Persamaan Menjadi:



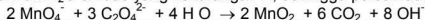
5. Menyetarakan muatan

Muatan di ruas kiri = -8, muatan di ruas kanan = 0 tambahkan 8OH^- di ruas yang muatannya besar yaitu kanan sehingga persamaan menjadi:



6. Menyetarakan atom H

Tambahkan H_2O di ruas yang kekurangan H, sehingga persamaan menjadi setara:



Elektrokimia

A. Sel Elektrokimia

Sel Galvani atau Sel Volta

Contoh sel Volta (Galvani):

Sel primer (Sel yang tidak dapat diisi kembali) : baterai kering, baterai alkalin.

Sel sekunder (Sel yang dapat diisi kembali): aki, baterai Ni-Cd.

Energi kimia → energi listrik. Reaksi redoks: **Reduksi** terjadi di Katoda (elektroda positif).

Oksidasi terjadi di Anoda (elektroda negatif)

Potensial Elektroda (E): perubahan potensial pada reduksi ion 1 M. Semakin besar potensial elektroda, maka makin mudah tereduksi dan makin sulit teroksidasi.

Deret Volta:

Urutan kereaktifan logam. Makin ke kiri potensial elektroda makin kecil dan makin aktif. Urutan Deret Volta

Li-K-Ba-Ca-Na-Mg-Al-Mn-Zn-Cr- Fe-Cd- Co-Ni-Sn-Pb

(H)-Cu-Hg-Ag-Pt-Au

Keterangan:

- Li sampai Pb mudah mengalami **oksidasi**, umumnya bersifat **reduktor**.

- Cu sampai Au mudah mengalami **reduksi** umumnya bersifat **oksidator**.

- Logam yang berada di sebelah kiri logam lain → lebih mudah mengalami oksidasi.

Potensial Sel (E°_{sel})

Rumus: $E^{\circ}_{sel} = E^{\circ}_{reduksi} - E^{\circ}_{oksidasi} = E^{\circ}_{katoda} - E^{\circ}_{anoda} = E^{\circ}_{besar} - E^{\circ}_{kecil}$

→ Reaksi spontan bila nilai E°_{sel} = POSITIF

Contoh: Diketahui dua buah elektroda sebagai berikut:

$Cu^{2+} (aq) + 2e \rightarrow Cu (s) \quad E^0 = +0,34 \text{ volt}$

$Cr^{3+} (aq) + 3e \rightarrow Cr (s) \quad E^0 = -0,74 \text{ volt}$

Tentukanlah E°_{sel} reaksi?

Jawab:

Agar reaksi berjalan spontan maka Cu dalam reaksi ini mengalami reduksi, sedangkan Cr mengalami oksidasi.

$E^{\circ}_{sel} = E^{\circ}_{reduksi} - E^{\circ}_{oksidasi} = 0,34 - (-0,74) = +1,08 \text{ volt}$

Sel Elektrolisis

Contoh: Pelapisan logam. Anoda: logam pelapis. Katoda: logam yang dilapisi

Mengubah energi listrik → energi kimia. Reaksi redoks: **Reduksi** terjadi di Katoda (elektroda negatif). **Oksidasi** terjadi di Anoda (elektroda positif)

Elektrolisis Leburan (Lelehan)

Apabila suatu lelehan dialiri listrik maka di katoda terjadi reduksi kation dan di anoda terjadi oksidasi anion. **Contoh:**

Leburan Al_2O_3 dialiri listrik maka akan terurai menjadi Al^{3+} dan O_3 dengan reaksi sebagai berikut:

Katoda (-): $Al^{3+} + 3e \rightarrow Al$ (kali 4)

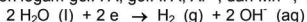
Anoda (+): $2 O^{2-} \rightarrow O_2 + 4e$ (kali 3)

Hasil : $4 Al^{3+} + 6 O^{2-} \rightarrow 4 Al + 3 O_2$

Elektrolisis Larutan

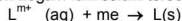
Reaksi Di Katoda (elektroda -)

Kation logam golongan I A, golongan II A, Al^{3+} , dan Mn^{2+} , $\rightarrow H_2O$ tereduksi:



Kation H^+ (asam) maka akan tereduksi: $2 H^+ (aq) + 2e \rightarrow H_2 (g)$

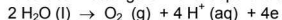
Kation Logam lain selain tersebut di atas, maka logam tersebut akan tereduksi:



Reaksi Di Anoda (elektroda +)

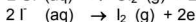
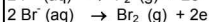
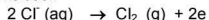
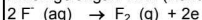
Anoda Inert (tidak reaktif seperti Pt, Au, Cl)

Anion sisa asam atau garam oksida seperti SO_4^{2-} , $NO_3^- \rightarrow H_2O$ teroksidasi:



Anion OH^- maka akan teroksidasi: $4 OH^- (aq) \rightarrow O_2 (g) + 2 H_2O (l) + 4e$

Anion golongan VII A (Halida) maka akan teroksidasi:



Anoda Tak Inert

Anoda tersebut akan teroksidasi: $L(s) \rightarrow L^{m+} (aq) + me$

B. Hukum Faraday

Hukum Faraday 1

$$\text{Rumus: } \text{massa} = \frac{I \cdot t \cdot me}{96500}$$

Dimana: I = kuat arus t = waktu me = massa ekuivalen = $\frac{\text{massa atom relatif}}{\text{perubahan elektron}}$

Hukum Faraday 2

$$\text{Rumus: } \frac{m_1}{m_2} = \frac{me_1}{me_2}$$

Contoh

Hitunglah massa tembaga yang dibebaskan apabila dalam reaksi elektrolisis larutan $CuSO_4$ selama 965 detik dialirkan arus listrik sebesar 20 ampere. (ar Cu = 63,5)

Jawab: Elektrolisis larutan $CuSO_4 \rightarrow$ Tembaga diendapkan di Katoda dengan reaksi:

$$\text{Katoda: } Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu \rightarrow \text{massa} = \frac{i \cdot t \cdot me}{96500} = \frac{20 \times 965 \times (63,5 / 2)}{96500} = 6,35 \text{ gram}$$

Contoh

Arus listrik dialirkan sel elektrolisis yang mengandung ion Cu. Hasilnya 0,3 gram Cu mengendap di katoda. Berapa banyak endapan perak di katoda bila waktu yang sama dan arus yang sama listrik tersebut dialirkan pada larutan $AgCl$!

$$\text{Jawab: } \frac{m_{Ag}}{m_{Cu}} = \frac{me_{Ag}}{me_{Cu}} \Leftrightarrow \frac{m_{Ag}}{0,3} = \frac{180 / 1}{63,5 / 2} \Leftrightarrow m_{Ag} = \frac{108}{31,75} \times 0,3 = 1,02 \text{ gram}$$

Kimia Unsur

A. Hidrogen

Sifat → No 1 → Massa atom relatif = 1,008

Berwujud gas. Sifat mirip dengan logam alkali. Titik leleh = $-259,35^{\circ}\text{C}$; titik didih = $-252,87^{\circ}\text{C}$. Tidak berwarna, tidak berbau, dan tidak berasa. Banyak berikatan dengan hampir semua unsur di alam.

Kegunaan

Pembuatan gas amoniak. Bahan bakar roket dan balon udara. Pembuatan metanol. Pengolahan minyak bumi.

B. Alkali (Golongan IA)

Sifat Umum

Elektron valensi = 1. Gampang membentuk ion-ion positif (+1). Makin ke bawah makin elektropositif, makin reaktif, makin kecil keelektronegatifan, makin kecil energi ionisasi. Membentuk basa kuat monovalen.

Lithium (Li) → No 3 → Massa atom relatif = 6,94

Sumber: Lepidiot, Spodumene ($\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$), Ptalit, Ambligonit. **Sifat:** logam paling ringan, warna keperakan, gampang terkorosi; titik leleh = $180,54^{\circ}\text{C}$; titik didih = 1342°C . **Manfaat:** batere laptop dan HP, menambah ketahanan aluminium pada pembuatan body pesawat; Li_2CO_3 utk membuat gelas keramik; litium stearat utk pelumas.

Natrium (Na) → No 11 → massa atom relatif = 22,9

Sumber: garam dapur (NaCl), zeolit, sodolit. **Sifat:** sangat reaktif, putih keperakan, lunak, mudah bereaksi dengan udara, titik leleh = $97,83^{\circ}\text{C}$; titik didih = $882,9^{\circ}\text{C}$.

Manfaat: pendingin reaktor atom, pembuatan lampu natrium, bahan anti kabut; **NaCl** pengawetan ikan dan daging, mencairkan salju, garam dapur; **NaOH** pembuatan sabun keras, pemurnian minyak, pengolahan bauksit; **Na₂CO₃** pembuatan kaca. **NaHCO₃** membuat kue, minuman berbuih, dan pemadam api.

Kalium (K) → No 19 → massa atom relatif = 39,09

Sumber: Silvit (KCl), Karnalit [$\text{KMgCl}_3(\text{H}_2\text{O})_6$]. **Sifat:** sangat reaktif, putih keperakan; lunak, titik leleh = $63,25^{\circ}\text{C}$; titik didih = 761°C . **Manfaat:** **KCl** pembuatan pupuk; **KNO₃** pembuatan mesiu; **KCN** pengolahan emas, dan perak; **KBr** fotografi; **KHCO₃** pembuatan minuman bersoda dan pengisi alat pemadam api; **KOH** pembuatan sabun lunak; **K₂SO₄** untuk pupuk dan industri gelas.

Rubidium (Rb) → No 37 → massa atom relatif = 85,47

Sumber: Lepidolit dan mineral-mineral dalam laut. **Sifat:** logam lunak; putih keabu-abuan; titik leleh = $38,4^{\circ}\text{C}$; titik didih = 688°C . **Manfaat:** untuk membuat sel fotolistrik.

Sesium (Cs) → No 55 → massa atom relatif = 132,9

Sumber: Polusit [$\text{CsAlSi}_2\text{O}_6\text{H}_2\text{O}$] **Sifat:** putih perak, lunak agak liat dalam suhu ruang fasanya cair. Titik leleh = $28,40^{\circ}\text{C}$ titik didih = $669,3^{\circ}\text{C}$. **Manfaat:** pembuatan sel fotolistrik, katalis hidrogenasi, getter pada tabung elektron.

Fransium (Fr) → No 87 → massa atom relatif = + 223

Sumber: dibuat melalui peluruhan actinium. **Sifat:** hampir menyerupai sesium, memiliki 21 isotop, bersifat radioaktif, semuanya sangat tidak stabil, titik leleh = 27°C , titik didih = 667°C .

C. Alkali Tanah (Golongan IIA)

Sifat Umum
Elektron valensi = 2. Gampang membentuk ion-ion positif. Makin ke bawah makin elektropositif, makin reaktif, makin kecil keelektronegatifan dan energi ionisasi.
Berilium (Be) → No 4 → massa atom relatif = 9,012
Sumber: Beril [$\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$], bertrandit, Krisoberil dan Fenasit. Sifat: putih kehijauan-terang; logam paling ringan; titik leleh = 1280°C ; titik didih = 2970°C . Manfaat: campuran tembaga pembuatan pegas, klip, dan sambungan listrik; pembuatan komponen rudal, pesawat ruang angkasa, dan satelit komunikasi.
Magnesium (Mg) → No 12 → massa atom relatif = 24,305
Sumber: Magnesit (MgCO_3), Dolomit ($\text{CaCO}_3\text{MgCO}_3$), Epsomit ($\text{MgSO}_4\cdot 7\text{H}_2\text{O}$), Silikat, air laut. Sifat: ringan; putih keperak-perakan; bisa ditempa; stabil di udara; tahan korosi; titik leleh = 649°C titik didih = 1090°C . Manfaat: pembuatan magnesium untuk pesawat terbang, rudal, bak truk; membuat kembang api dan lampu blitz; MgO (magnesia) pelapis tanur dan pembakaran semen karena tahan panas tinggi dan tahan api; $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (susu magnesia) penetralisir asam lambung (obat sakit maag).
Kalsium (Ca) → No 20 → massa atom relatif = 40,08
Sumber: Dolomit ($\text{CaCO}_3\text{MgCO}_3$), CaCO_3 (batu kapur), Silikat, Apatit. Sifat: keperakan, agak keras, reaktif, titik leleh = 839°C titik didih = 1484°C . Manfaat: CaO (kapur tohor) pengikat pengotor (fluks) pada industri baja; CaCl_2 menetralkan sifat asam pada proses pengolahan gula tebu, pengendali pencemaran, pengeringan alkohol; ($\text{CaSO}_4\cdot 2\text{H}_2\text{O}$) pembuatan gips untuk pembalut tulang; CaOCl_2 (kaporit) untuk desinfektan; $\text{Ca}(\text{CN})_2$ untuk membuat racun tikus; $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{NH}(\text{SO}_3)_2\text{Ca}\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (kalsium siklamat) untuk pemanis minuman.
Stronsium (Sr) → No 38 → massa atom relatif = 87,62
Sumber: Seseit (SrSO_4), Stronsianit (SrCO_3). Sifat: perak tapi karena gampang teroksidasi warnanya jadi agak kekuningan; lebih lunak dari kalsium; sangat reaktif. Manfaat: membuat kembang api; pembuatan tabung kaca TV berwarna.
Barium (Ba) → No 56 → massa atom relatif = 137,33
Sumber: Barat (BaSO_4), Witerit (BaCO_3). Sifat: putih-perak, sangat reaktif ; titik leleh = 725°C titik didih = 1640°C . Manfaat: BaCO_3 untuk racun tikus, gelas optik, keramik; BaCl_2 untuk zat aditif pelumas; $\text{Ba}(\text{OH})_2$ untuk pereaksi analitik.
Radium (Ra) → No 88 → massa atom relatif = 226,03
Sumber: Dari peluruhan logam-logam berat. Sifat: putih; radioaktif; titik leleh = 700°C titik didih = 1140°C . Manfaat: Sumber radioaktif di bidang kedokteran

D. Halogen (Golongan VIIA)

Sifat Umum
Elektron valensi = 7. Sangat reaktif & oksidator kuat. Mudah membentuk ion negatif. Makin tinggi nomor atom makin kurang reaktif dan makin rendah daya oksidasinya.
Fluorin (F) → No 9 → massa atom relatif = 19,00
Sumber: Fluorpar (CaF_2), Kriolit (Na_2AlF_6). Sifat: kuning muda; paling elektronegatif, reaktif dan sangat korosif, bisa membakar serbuk logam dan gelas; titik leleh = $-219,6^\circ\text{C}$ titik didih = $-188,15^\circ\text{C}$. Manfaat: Fluorin untuk pembuatan teflon, flouride untuk pasta gigi, Fluoro Kloro Hidrocarbon untuk kulkas dan AC, HF mengukir gelas.
Klorin (Cl) → No 17 → massa atom relatif = 35,45
Sumber: Cl_2 , Karnalit, Silvit. Sifat: hijau muda; larut dalam air; reaktif; wujud cair bisa membakar kulit titik leleh = -101°C ; titik didih = $-34,6^\circ\text{C}$. Manfaat: HCl untuk menetralkan basa; CaCl_2 (kaporit) untuk desinfektan dan pemutih.

Bromin (Br) → No 35 → massa atom relatif = 79,90
Sumber: Bomargirit (AgBr). Sifat: coklat kemerah-merahan; menyebabkan iritasi pada kerongkongan dan mata serta berbau tidak sedap; kurang aktif dibanding iod; titik leleh = -7,3 ⁰ C; titik didih = 58,8 ⁰ C. Manfaat: NaBr untuk penenang syaraf dan obat-obatan; Etilen bromide untuk aditif pada bensin bertimbal
Iodin (I) → No 53 → massa atom relatif = 126,90
Sumber: air laut. Sifat: hitam kebiruan agak mengkilat; menguap pada suhu ruang membentuk gas warna ungu; titik leleh = 113,5 ⁰ C; titik didih = 184,4 ⁰ C. Manfaat: Iodoform (CHI ₃) untuk pembuatan antiseptic dan Betadine; Natrium Iodat (NaIO ₃) pada campuran garam dapur untuk mencegah gondok dan penurunan intelegensia.
Astatin (At) → No 88 → massa atom relatif = 210
Sumber: pemboman Bismuth dengan partikel alfa. Sifat: lebih logam dibandingkan dgn iod. Radioaktif. Titik leleh = 302 ⁰ C titik didih = 337 ⁰ C. Manfaat: belum diketahui.

E. Gas Mulia (Golongan VIII)

Sifat Utama
Mempunyai elektron valensi = 8. Sangat stabil sehingga sukar bereaksi. Di alam terdapat sebagai unsur bebas. Memiliki titik leleh, titik didih, dan kalor penguapan rendah. Makin reaktif berbanding lurus dengan jari-jari atom.
Helium (He) → No 2 → massa atom relatif = 4
Sumber: atmosfer dan gas-gas alam. Sifat: tidak berwarna, tidak berbau, dan tidak berasa; inert atau sangat susah bereaksi; daya hantar listrik dan panas sangat tinggi; tidak bisa dipadatkan dalam atmosfer biasa, harus 25 atm; titik leleh = -272,2 ⁰ C (26 atm); titik didih = -268,9 ⁰ C. Manfaat: Pengisi balon udara. Pengisi tabung pernafasan penyelaman dicampur oksigen perbandingan 4:1. Proses pengelasan.
Neon (Ne) → No 10 → massa atom relatif = 20,18
Sumber: gas-gas alam, dari proses pencairan udara yang kemudian didistilasi secara bertingkat. Sifat: tidak berwarna, tidak berbau, dari tidak berasa; inert atau sangat susah bereaksi; tidak dapat terbakar. Manfaat: pembuatan lampu neon.
Argon (Ar) → No 18 → massa atom relatif = 39,95
Sumber: atmosfer sekitar 0,9% Sifat: tidak berwarna, tidak berbau, dari tidak berasa; tidak dapat terbakar. Manfaat: pengisi lampu bohlam, karena sifatnya tidak bereaksi dengan wolfram; pengganti helium untuk membuat gas inert pada dapur pembuatan titanium; untuk tabung fluoresen dan tabung foto.
Kripton (Kr) → No 36 → massa atom relatif = 83,80
Sumber: Atmosfer sekitar 1 bjp. Sifat: tidak berwarna, tidak berbau, dan tidak berasa; tidak dapat terbakar; inert atau susah bereaksi, kecuali dgn fluor dalam keadaan tertentu; titik leleh = -156,6 ⁰ C; titik didih = -152,3 ⁰ C. Manfaat: lampu blitz.
Xenon (Xe) → No 54 → massa atom relatif = 131,30
Sumber: atmosfer. Sifat: tidak berwarna, tidak berbau, dan tidak berasa; tidak dapat terbakar; tidak beracun, tapi jika membentuk senyawa sifatnya jadi sangat beracun; titik leleh = -112 ⁰ C; titik didih = -107 ⁰ C. Manfaat: lampu bohlam, fluoresen, dan laser.
Radon (Rn) → No 86 → massa atom relatif = 222
Sumber: dibuat dari radium; Sifat: bercahaya; radioaktif; titik leleh = -100 ⁰ C, titik didih = -61,8 ⁰ C. Manfaat: belum banyak diketahui kegunaannya.

F. Unsur Periode 3

Sifat Umum								
Semakin ke kanan: unsur logam berkurang unsur non logam bertambah. Semakin reaktif. Sifat reduktornya berkurang, sifat oksidator bertambah. Sifat asam bertambah sifat basa berkurang. Jari-jari atom berkurang; afinitas elektron, potensial ionisasi, dan keelektronegatifan cenderung bertambah.								
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Gol	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
R	1,90	1,60	1,43	1,11	1,06	1,02	0,99	-
EI	118	176	139	188	253	239	2,99	364
E	0,9	1,2	1,5	1,8	2,1	2,5	3,0	-
TL	97,8	649	660,4	1410	44	113	-101	-189
TD	883	1090	2465	2355	280	445	-34	-186

Keterangan: G = golongan. R = Jari-jari Atom. EI = Energi ionisasi pertama E = Elektronegatifitas. TL= Titik leleh ($^{\circ}\text{C}$). TD = Titik didih ($^{\circ}\text{C}$)

G. Unsur Transisi Periode 4

Sifat Umum										
Semua berupa unsur logam; dapat memiliki beberapa bilangan oksidasi; memiliki titik didih dan titik leleh relatif tinggi; dapat mengeluarkan elektron-elektron dari kulit yang lebih dalam; paramagnetik karena elektron-elektronnya tidak berpasangan; dapat membentuk senyawa kompleks; mempunyai ion/senyawa berwarna.										
Cara Menghaphal										
Suci Titip Verra Cari Mainan, Feri Cocok Nikahin Cucunya Zaenudin										
	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Gol	III B	IV B	V B	VI B	VII	VIII	VIII	VIII	I B	II B
EI	150	157	155	155	171	181	181	176	179	217
TL	1541	1680	1900	1877	1243	1540	1500	1450	1083	420
TD	2636	3287	3380	2672	1962	2750	2870	2732	2567	907

H. Unsur-unsur Penting Lainnya

Karbon = C
Sumber: ditemukan bebas di alam dalam 3 alotropik yaitu: amorf, grafit, intan. Sifat: antar atomnya dapat saling berikatan; mempunyai jenis senyawa yang cukup banyak; valensi = 2,3 dan 4; titik leleh = sekitar 3550°C . Manfaat: elektroda; memperkirakan umur fosil; pengecoran logam, pembuatan pensil, alat pemotong kaca; CO_2 untuk pemadam api, pembuatan es kering;
Nitrogen = N
Sumber: ditemukan bebas di alam dengan jumlah 78 % Sifat: antar atomnya dapat saling berikatan; tidak berwarna, tidak berbau, tidak mudah terbakar; kurang larut dalam air; reaktif pada suhu tinggi; titik leleh = $-209,9^{\circ}\text{C}$; titik didih = $-195,8^{\circ}\text{C}$. Manfaat: pembuatan pupuk, zat pendingin, dan pertumbuhan tanaman.
Fosfor = P
Sumber: ditemukan dalam bentuk P_4 (fosfor putih); bila dipanaskan pada suhu sekitar 250°C akan menguap dan membentuk fosfor merah; bila dipanaskan pada suhu 200°C sampai 300°C dengan menggunakan katalisator raksa akan berubah menjadi fosfor hitam. Sifat: antar atomnya dapat saling berikatan; tidak berwarna (transparan); sangat beracun; tidak larut dalam air; terbakar di udara membentuk P_2O_5 ; valensi = 3 dan 5; titik leleh = $44,1^{\circ}\text{C}$; titik didih = 280°C . Manfaat: fosfor merah untuk membuat korek api, pestisida; fosfor hitam digunakan dalam industri fosfat.

Oksigen = O

Sumber: ditemukan bebas di alam dengan jumlah 20%; dalam tubuh makhluk hidup; bisa diperoleh dengan distilasi bertingkat. **Sifat:** antar atomnya dapat saling berikatan; tidak berwarna, tidak berbau, tidak berasa; larut dalam air; dapat bereaksi dengan hampir semua unsur; valensi = 2; titik leleh = $-218,5^{\circ}\text{C}$; titik didih = -183°C . **Manfaat:** pernafasan makhluk hidup; proses pembakaran; reaksi oksidasi;

Belerang = S

Sumber: di alam ditemukan kalkopirit (CuFeS), galena (PbS), sfalerit (ZnS), pirit (FeS_2), dalam keadaan bebas di kawah gunung. **Sifat:** berwarna kuning muda; tidak larut dalam air; berbau khas; tidak larut dalam air; valensi = 2, 4, dan 6; titik leleh = $112,8^{\circ}\text{C}$; titik didih = $444,8^{\circ}\text{C}$. **Manfaat:** pembuaan asam sulfat, vulkanisir, fungisida, kertas, pupuk, obat jerawat dan obat kulit.

Timah = Sn

Sumber: di alam ditemukan dalam mineral stanioksida (SnO_2). **Sifat:** putih keperakan; mampu tempa dan mampu tarik; di bawah suhu 13°C mempunyai warna abu-abu; tahan udara; bereaksi dengan asam kuat dan basa kuat; valensi = 2 dan 4; titik leleh = 232°C titik didih = 2270°C . **Manfaat:** melapisi logam; campuran tembaga dalam pembuatan perunggu; membuat solder

Timbal = Pb

Sumber: di alam ditemukan dalam mineral galena (Pbs), angelesit (PbSO_4), kerisit (PbCO_3). **Sifat:** putih kebiru-biruan; lunak sehingga sangat mudah ditempa; tahan asam, karat dan bereaksi dengan basa kuat; tidak dapat menghantar listrik; beracun dalam senyawanya; valensi = 2 dan 4; titik leleh = $237,5^{\circ}\text{C}$ titik didih = 1741°C . **Manfaat:** aditif bahan bakar sebagai pengurang ketukan pada mesin namun berbahaya terhadap kesehatan; pembungkus kabel; pembuatan pipa.

Kimia Organik

A. Senyawa Alifatik Jenuh (Tidak Ada Ikatan Rangkap)

Alkana

Rumus $\rightarrow C_nH_{2n+2}$

CH₄ (Metana); C₂H₆ (Etana); C₃H₈ (Propana); C₄H₁₀ (Butana); C₅H₁₂ (Pentana); C₆H₁₄ (Heksana); C₇H₁₆ (Heptana); C₈H₁₈ (Oktana); C₉H₂₀ (Nonana); C₁₀H₂₂ (Dekana)

Sifat Alkana

Senyawa nonpolar tidak larut dalam air (tetapi larut dalam eter). Mempunyai massa jenis kurang dari satu. Mengalami oksidasi. Makin banyak atom C, titik didihnya semakin tinggi. Bila jumlah C sama, maka yang bercabang sedikit, mempunyai titik didih tinggi.

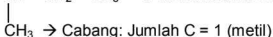
Tata Nama

1. Bila rantai lurus tidak bercabang \rightarrow awalan n (normal).

Contoh: CH₃ - CH₂ - CH₂ - CH₃ (n-butana)

2. Bila bercabang \rightarrow Cari rantai terpanjang (induk) dan cabang pendek sebagai alkil.

CH₃ - CH₂ - CH₂ - CH - CH₂ - CH₃ \rightarrow rantai utama: Jumlah C = 6 (Heksana)



3. Beri nomor rantai terpanjang dan atom C yang mengikat alkil di nomor terkecil.

CH₃ - CH₂ - CH₂ - CH - CH₂ - CH₃

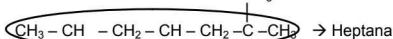


Nama: 3-metil heksana

4. Bila dari kiri dan dari kanan atom C-nya mengikat alkil di nomor yang sama utamakan atom C yang mengikat lebih dari satu alkil terlebih dahulu.

5. Alkil tidak sejenis ditulis namanya sesuai urutan abjad. Sejenis dikumpulkan dan beri awalan sesuai jumlah alkil tersebut; di- = 2, tri- = 3 dan tetra- = 4.

CH₃ \rightarrow Metil



Metil

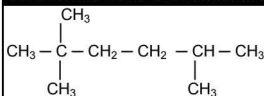


\rightarrow etil



Nama: 4-etil-2,2,6-trimetil heksana

Kedudukan Atom Karbon Dalam Senyawa Karbon



C primer = atom C yg mengikat 1 atom C lain \rightarrow (CH₃)

C sekunder = atom C yg mengikat 2 atom C lain \rightarrow (CH₂)

C tersier = atom C yg mengikat 3 atom C lain \rightarrow (CH)

C kuarterner = atom C yg mengikat 4atom C \rightarrow (C)

Gugus Alkil

Rumus: C_nH_{2n+1}

CH₃ - (metil); C₂H₅ - (etil); C₃H₇ - (propil); C₄H₉ - (butil); C₆H₁₁ - (amil)

C. Gugus Fungsi

Homolog		Rumus	Gugus Fungsi
IUPAC	Trivial		
Alkanol	Alkohol	RH – OH	– OH
Alkoksi Alkana	Eter	R – OR'	– O –
Alkanal	Aldehid	R – CHO	– CHO
Alkanon	Keton	R – COR'	– CO –
Asam Alkanoat	Asam Karboksilat	R – COOH	– COOH
Alkil Alkanoat	Ester	R – COOR'	– COO –
Alkil Amina	Amina	R – NH ₂	– NH ₂ –

1. Alkanol

Sifat Alkanol

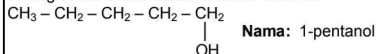
Metanol, Etanol, dan Propanol dapat tercampur dengan air. Semakin tinggi massa molekul relatifnya maka titik leleh dan titik didihnya semakin tinggi. Bersifat sebagai basa Lewis. Dapat bereaksi dengan Natrium membentuk Natrium alkolat dengan (Natrium alkoksida) → untuk membedakan alkanol dengan alkoksi alkana. Bereaksi dengan asam alkonat membentuk alkil alkonat. Alkanol Primer dioksidasi menjadi Alkanal selanjutnya dioksidasi lagi menjadi Asam Alkanoat. Alkanol Senunder dioksidasi menjaadi Alkanon. Alkanol Tersier tidak dapat dioksidasi.

Pembuatan Alkanol

- Alkil Halida + Basa → Alkanol + Senyawa Halida
Contoh: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{KCl}$
- Alkena + H₂O → Alkanol
Contoh: $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$
- Reduksi Aldehida
Contoh: $\text{C}_2\text{H}_5\text{CHO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{CH}_2\text{OH}$
- Reduksi Keton
Contoh: $\text{C}_2\text{H}_5\text{COC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{CH}(\text{OH})\text{C}_2\text{H}_5$

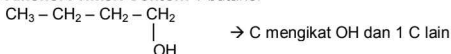
Tata Nama Alkanol

- Rantai utama adalah rantai terpanjang yang mengandung gugus OH.
- Gugus OH harus nomor terkecil. **Contoh:**

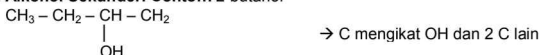


Macam-macam Alkanol/Alkohol

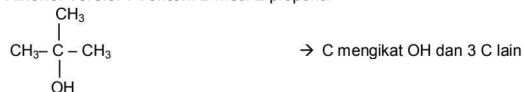
- Alkohol Primer. Contoh:** 1-butanol



- Alkohol Sekunder. Contoh:** 2-butanol



- Alkohol Tersier . Contoh:** 2-metil-2-propanol



2. Alkoksi Alkana (Eter)

Sifat-sifat Alkoksi Alkana

Beraroma sedap. Sukar larut dalam air. Mudah menguap dan mudah terbakar uapnya. Titik didih lebih rendah dibanding alkohol dalam jumlah C sama. Dapat terurai menjadi hidrogen halida. Bereaksi dengan hidrogen halida membentuk alkohol, contoh: $\text{CH}_3\text{OCH}_3 + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} + \text{CH}_3\text{Br}$

Pembuatan Alkoksi Alkana

1. Sintesis Williamson

Natrium alkanolat + Alkihalida \rightarrow Alkoksi Alkana + Natriumhalida

Contoh: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{ONa} + \text{CH}_3\text{I} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_3 + \text{NaI}$

2. Alkanol + Asam Sulfat pekat (dalam Suhu 130°C). **Contoh:**

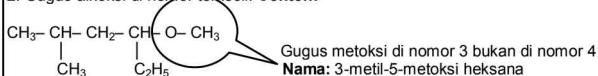
$\text{CH}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{SO}_3\text{H} + \text{H}_2\text{O}$ (tahap 1)

$\text{C}_2\text{H}_5\text{SO}_3\text{H} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (tahap 2)

Tata Nama Alkoksi Alkana

1. Jika gugus alkil berbeda maka yang C-nya kecil sebagai alkoksi

2. Gugus alkoksi di nomor terkecil. **Contoh:**



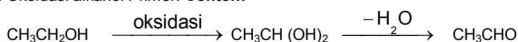
3. Alkanal

Sifat-sifat Alkanal

Pada suhu ruang metanal berbau tidak sedap. Semakin banyak atom C-nya semakin berbau wangi. Reduktur untuk pereaksi Tollens dan Fehling (membedakannya dengan Alkanon). Karena mempunyai ikatan rangkap maka alkanal dapat diadisi. Dapat mengalami polimerisasi adisi dan kondensasi. Bereaksi dengan halogen juga dengan PX (X = halogen). Bila dioksidasi akan membentuk asam alkanoaat.

Pembuatan Alkanal

1. Oksidasi alkanol Primer. **Contoh:**

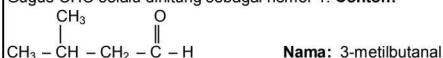


2. Alkilester asam formiat dengan pereaksi Grignard. **Contoh:**

$\text{CHOOCH}_3 + \text{C}_2\text{H}_5\text{MgI} \rightarrow \text{CHOC}_2\text{H}_5 + \text{CH}_3\text{OmgI}$

Tata Nama Alkanal

Gugus CHO selalu dihitung sebagai nomor 1. **Contoh:**



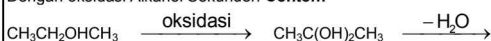
4. Alkanon

Sifat-sifat Alkanon

Berbau segar dan larut dalam air untuk suku-suku rendah. Untuk suku-suku tengah tidak larut dalam air walaupun merupakan zat cair. Suku-suku tinggi berbentuk padatan. Dapat diadisi. Hanya dapat berpolimerisasi kondensasi. Bereaksi dengan halogen juga dengan OX (X = halogen). Tidak dapat dioksidasi.

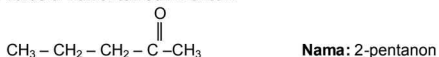
Pembuatan Alkanon

Dengan oksidasi Alkanol Sekunder. **Contoh:**



Tata Nama Alkanon

1. Rantai terpanjang dengan gugus karbonil CO adalah rantai utama.
2. Gugus CO harus di nomor terkecil. **Contoh:**



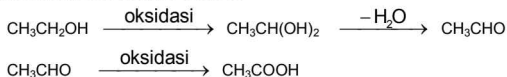
5. Asam Alkanoat

Sifat-sifat Asam Alkanoat

Suku rendah zat cair encer, suku tengah zat cair kental, dan suku tinggi padat. Makin banyak atom C makin tinggi titik lelehnya. Semua merupakan asam lemah. Bereaksi dengan alkanol membentuk alkil alkanoat (esterifikasi). Reaksi substitusi OH dalam gugus COOH dengan halogen. Asam formiat dapat melepuhkan kulit. Bereaksi dengan basa membentuk garam.

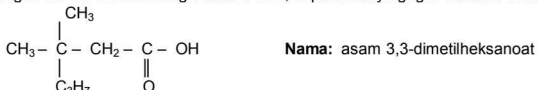
Pembuatan Asam Alkanoat

1. Hidrolisis Alkil Alkanoat. **Contoh:** $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_7\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
2. Oksidasi Alkanol primer. **Contoh:**



Tata Nama Asam Alkanoat

Gugus COOH selalu sebagai nomor satu, seperti halnya gugus alkanal. **Contoh:**



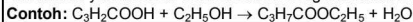
6. Alkil Alkanoat

Sifat-sifat Alkil Alkanoat

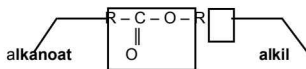
Alkil alkanoat suku rendah terdapat dlm buah-buahan dan umumnya berwujud cair. Alkil alkanoat suku tinggi terdapat dlm minyak (cair) dan lemak (padat). Dapat dihidrolisis menjadi alkanol dan asam alkanoat. Tidak bereaksi dengan natrium. Dengan basa dapat terbentuk sabun dlm reaksi yg disebut SAFONIFIKASI.

Pembuatan Alkil Alkanoat

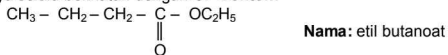
Esterifikasi yaitu reaksi Asam alkanoat dengan Alkanol.



Tata Nama Alkil Alkanoat



Gugus alkilnya selalu berikatan dengan O. **Contoh:**



7. Amina

Sifat-sifat Amina

Dua suku pertama berwujud gas pada suhu ruang, suku-suku tengah berwujud cair pada suhu ruang, dan suku-suku tinggi berbentuk padatan. Larut dalam air terutama yang berwujud gas dan cair. Berbau menyengat seperti amoniak amina dapat dikatakan sebagai turunan amoniak bukan turunan alkana.

Pembuatan Amina

1. Alkil Sianida dengan gas Hidrogen **Contoh:** $\text{CH}_3\text{CN} + 2 \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$

2. Metode Hoffman (Alkil klorida + amoniak dalam air atau alkohol)

Contoh: $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2, \text{HCl}$

Tata Nama Amina

1. Amina Primer

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ **Nama:** 3-amino-pentana/sekunder amil amina

2. Amina Sekunder $\rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{NH} - \text{N} - \text{CH}_3$ **Nama:** Dietil amina

3. Amina Tersier

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{N}} - \text{CH}_3$ **Nama:** Etil-dimetil-amina

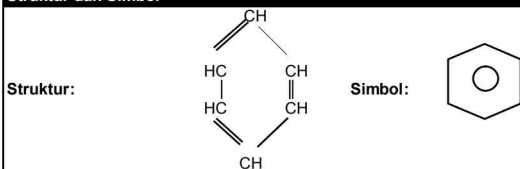
D. Senyawa Siklik (Rantai C Tertutup Melingkar),

Benzena (6 C & 3 Ikatan Rangkap Berselang-seling)

Sifat-sifat Benzena

Nonpolar. Larut dalam pelarut organik eter. Sifat adisi tidak menonjol. Atom H dalam Benzena dapat digantikan oleh klor atau atom Brom dengan katalisator tertentu. Jika direaksikan dengan campuran HNO_3 dan H_2SO_4 , maka 1 atom H akan disubstitusi oleh NO_2 .

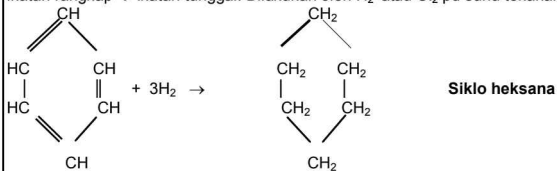
Struktur dan Simbol



Reaksi Benzena

a. Adisi

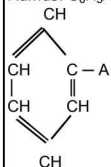
ikatan rangkap \rightarrow ikatan tunggal. Dilakukan oleh H_2 atau Cl_2 pd suhu tekanan tinggi.



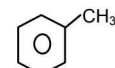
b. Substitusi: Tidak ada perubahan ikatan. Terbagi Menjadi:

Monosubstitusi.

Rumus: C_6H_5A



Contoh:



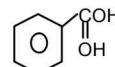
Toluena



Fenol



Benzaldehida



Asam Benzoat



Anilin



Stirena

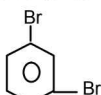
A = pengganti atom hidrogen

Disubstitusi

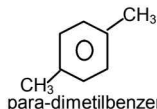
Pengantian dua atom H pada benzena dengan atom atau senyawa gugus yang lain.



Orto-
diklorobenzena



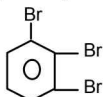
Meta-
dibromobenzena



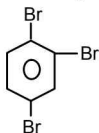
para-dimetilbenzena

Trisubstitusi

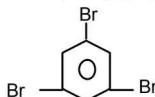
Pengantian tiga atom H pada benzena dengan atom atau senyawa gugus yang lain.



visinal-
tribromobenzena



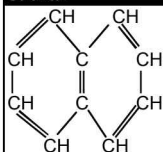
asimetris-
tribromobenzena



simetris-
tribromobenzena

Naftalena (10 C & 5 Ikatan Rangkap Berselang-seling)

Struktur



Sifat-sifat Naftalena

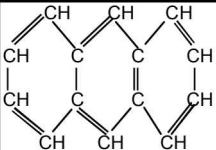


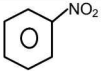
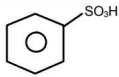
Padatan kristal berwarna putih. Bau tajam menyengat (bau kapur barus). Mudah terbakar. Tidak larut dalam air. Larut dalam organik pelarut organik.

Sumber

Hasil ekstraksi ter batubara

Manfaat

Kamfer (kapur barus) pewangi pakaian. Digunakan sebagai resin.

Antrasena		
Struktur	Sifat-sifat Antrasena	
	Padatan kristal. Tidak mempunyai warna.	
	Sumber	
	Hasil penyulingan ter batubara.	
	Kegunaan	
	Dalam industri pewarna.	
Reaksi Substituen		
Halida halo-benzena Reaksi: halogenasi		
	Alkil alkil-benzena reakasi: alkilasi	
Nitro (NO₂) nitro-benzena reaksi: nitrasi		
	Sulfonasi sulfo-benzena reaksi: Sulfonasi	

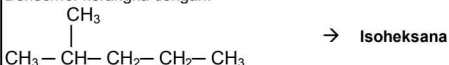
C. Isomer

Rumus molekul sama tetapi rumus struktur atau konfigurasinya berbeda.

Isomer Kerangka (Rumus Molekul & Gugus Fungsi Sama, Rantai Induk Beda)



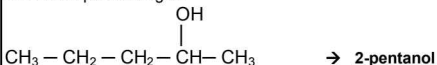
Berisomer kerangka dengan:



Isomer Posisi (Rumus Molekul & Gugus Fungsi Sama, Posisi Beda)

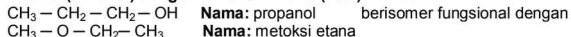


Berisomer posisi dengan:

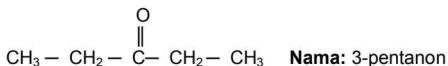
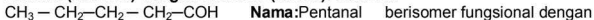


Isomer Fungsional (Rumus Molekul Sama, Gugus Fungsi Beda)

- **Alkohol (Alkohol) dengan Alkoksi Alkana (Eter). Contoh:**



- **Alkanal (Aldehid) dengan Alkanon (Keton). Contoh:**

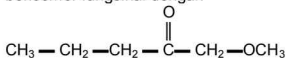


- **Asam Alkanoat (Asam Karboksilat) dengan Alkil Alkanoat (Ester) Contoh:**



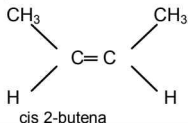
berisomer fungsional dengan

Nama: Metil butanoat

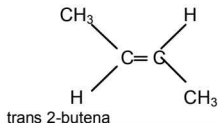


Isomer Geometris (Rumus Molekul & Struktur sama, Beda Ruang Atom)

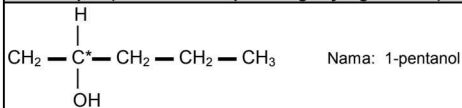
Contoh:



berisomer
geometris dengan



Isomer Optis (Atom C Terikat pada Gugus yang Berbeda)



C* = C asimetris mengikat CH_3 , H, OH, dan C_2H_5

Polimer

A. Pembentukan Polimer

Adisi
Terjadi dari monomer-monomer berikatan rangkap.
Kondensasi
Ditandai dengan pelepasan molekul H_2O atau molekul sederhana lain.

B. Jenis Polimer

Polimer Alami			
Monomer	Polimer	Polimerisasi	Terdapat dalam
$C_6H_{12}O_6$	amilum	kondensasi	ulat sutera, wol biri-biri
$C_6H_{12}O_6$	selulosa	kondensasi	gandum, kentang
Asam amino	protein	kondensasi	serat kayu
nukleotida	DNA	kondensasi	gen, kromosom
isoprena	Karet alami	adisi	karet gelang, ban
Polimer Buatan/Sintetik			
Monomer	Polimer	Polimerisasi	Terdapat dalam
1,6- diaminheksana dan asam adipat	nilon	kondensasi	benang, tali, jas hujan
1-2-etanadiol dan benzana 1,2 dikarboksilat	poliester	kondensasi	benang, kaus, bahan pakaian, balon cuaca
Stirena	polistiren	adisi	Styrofoam
Vinil klorida	PVC	adisi	pipa, isolasi
Etilen/ etena	polietilen	adisi	ember, botol minum
Tetrafluoroetilen	teflon	adisi	panci anti lengket
Polimer Penting Lain			
Monomer	Polimer	polimerisasi	Terdapat dalam
metil metakrilat	polimetilmetakrilat	adisi	kaca pesawat, lampu mobil/ motor
akrilonitril	Poliakrilonitril	adisi	karpet
fenol dan metanal	Bakelit	kondensasi	alat listrik, kursi
etilen glikol dan asam tetftalat	Dakron	kondensasi	pita rekaman
urea dan alkanal	urea formaldehid	kondensasi	lem kayu
melamin dan alkanal	Melamin	kondensasi	perangkat makan dan minum

Biokimia

A. Karbohidrat (C_n(H₂O)_m)

Jenis Karbohidrat

Monosakarida

Karbohidrat yang tidak dapat terhidrolis lagi menjadi satuan yang lebih kecil.

Jenis	Komposisi	Terdapat dalam
Glukosa	C ₆ H ₁₂ O ₆	Buah-buahan
Fruktosa	C ₆ H ₁₂ O ₆	Buah-buahan, madu
Galktosa	C ₆ H ₁₂ O ₆	Tidak ditemukan secara alami

Berdasarkan jumlah atom C

Jml C	Nama	Rumus	Contoh
2	Diosa	C ₂ (H ₂ O) ₂	Monohidroksiasetaldehida
3	Triosa	C ₃ (H ₂ O) ₃	Dihidroksiketon, Gliseraldehida
4	Tetrosa	C ₄ (H ₂ O) ₄	Trihidroksibutanon
5	Pentosa	C ₅ (H ₂ O) ₅	Ribula, Deoksiribosa, Ribosa, Milosa
6	Heksosa	C ₆ (H ₂ O) ₆	Glukosa, Manosa, Galaktosa, Fruktosa

Berdasarkan gugus Fungsi

Aldosa: monosakarida yang mempunyai gugus fungsi aldehid (alkanal) → Glukosa, Galaktosa.

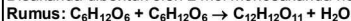
Ketosa: monosakarida yang mempunyai gugus fungsi keton (alkanon) → Fruktosa

Disakarida

Karbohidrat yang bila dihidrolis akan menjadi 2 monosakarida

Jenis	Komposisi	Terdapat Dalam
Maltosa	Glukosa + Glukosa	Kecambah biji-bijian
Sukrosa	Glukosa + Fruktosa	Gula tebu, gula bit
Laktosa	Glukosa + Galaktosa	Susu

Disakarida dibentuk oleh 2 mol monosakarida heksosa:

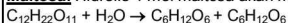


Contoh: Glukosa + Fruktosa → Sukrosa + air

Reaksi Pada Disakarida:

Disakarida	Dalam air	Reduksi: Fehling, Tollens, Benedict	Optik-aktif
Maltosa	Larut	positif	dekstro
Sukrosa	Larut	negatif	dekstro
Laktosa	Koloid	positif	dekstro

Maltosa: Hidrolis 1 mol maltosa akan membentuk 2 mol glukosa.

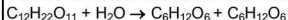


Maltosa **Glukosa** **Glukosa**

Maltosa mempunyai gugus aldehid bebas sehingga dapat bereaksi dengan reagen Fehling, Tollens, dan Benedict dan disebut sebagai gula pereduksi.

Sukrosa

Hidrolis 1 mol sukrosa akan membentuk 1 mol glukosa dan 1 mol fruktosa.

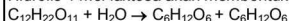


Sukrosa **Glukosa** **Fruktosa**

Reaksi hidrolis berlangsung dalam suasana asam, dengan bantuan ini sering disebut sebagai proses inversi dan hasilnya adalah gula invert

Laktosa

Hidrolisis 1 mol laktosa akan membentuk 1 mol glukosa dan 1 mol galaktosa



Laktosa Glukosa Galaktosa

Seperi halnya maltosa, laktosa mempunyai gugus aldehid bebas sehingga dapat bereaksi dengan reagen Fehling, Tollens, dan Benedict dan disebut gula pereduksi.

Polisakarida

Karbohidrat yang bila dihidrolisis akan menjadi monosakarida.

	Komposisi	Terdapat dalam
Glikogen	Polimer Glukosa	Simpanan energi hewan
Pati Kanji	Polimer Glukosa	Simpanan energi tumbuhan
Selulosa	Polimer Glukosa	Serat tumbuhan

Terbentuk dari polimerisasi senyawa-senyawa monosakarida,

Rumus umum: $(C_6H_{10}O_5)_n$

Reaksi pada Polisakarida:

Polisakarida	Dalam Air	Reduksi: Fehling, Tollens, Benedict	Tes Iodium
Amilum	koloid	negatif	biru
Glikogen	koloid	positif	violet
Selulosa	koloid	negatif	putih

Daya Reduksi Terhadap Pereaksi Fehling, Tollens, atau Benedict

Gula terbuka: karbohidrat yg mereduksi reagen Fehling, Tollens, atau Benedict.

Gula tertutup: karbohidrat yg tidak mereduksi reagen Fehling Tollens, atau Benedict.

B. Asam Amino

Sifat-sifat Asam Amino

Amfoter(pembawa sifat asam gugus – COOH, sebagai pembawa sifat basa gugus – NH₂). Bersifat optis aktif kecuali glisin. Dalam air membentuk zwitter ion (ion bermuatan positif-negatif), seperti glisin dalam air membentuk CH₂NH₃⁺COO⁻.

Jenis Asam Amino

1. Asam Amino Esensial. Tidak dapat disintesis tubuh. **Contoh:** isoleusin, fenilalanin, metionin, lisin, valin, treonin, triptofan, histidin (esensial untuk bayi)

2. Asam Amino Nonessential. Dapat disintesis tubuh. **Contoh:** glisin, alanin, serin, susterin, tirosin, sistin, arginin, asam glutamat, norleusin.

Senyawa Peptida

Dibentuk dari hasil kondensasi 2 buah asam amino atau lebih dengan ikatan peptida.

C. Protein

Sifat-sifat Protein

Terdiri dari unsur-unsur C, H, O, N, S, P dan mempunyai massa molekul relatif besar (makromolekul). Amfoter, mempunyai gugus – COOH (asam) dan –NH₂ (basa). Dapat terhidrolisis. Dapat digumpalkan, jika gumpalan tersebut tidak kembali larut dinamakan denaturasi protein.

Penggolongan Protein

Berdasar Ikatan Peptida

Protein Dipeptida → jumlah monomernya = 2 dan ikatan peptida = 1

Protein Tripeptida → jumlah monomernya = 3 dan ikatan peptida = 2

Protein Polipeptida → jumlah monomernya > 3 dan ikatan peptida >2

Berdasar hasil hidrolisis

Protein Sederhana → hasil hanya membentuk asam amino.

Protein Majemuk → hasil hanya membentuk asam amino dan senyawa lain.

Berdasar fungsi

Protein	Fungsi	Contoh
Struktur	Proteksi, penyangga, pergerakan	Kulit, tulang, gigi, rambut, bulu, kuku, otot, kepompong, dll
Enzim	Katalisator, biologis	Semua jenis enzim dalam tubuh
Hormon	Pengaturan fungsi tubuh	Insulin
Transport	Pergerakan senyawa antar dan atau intra sel	Hemoglobin
Pertahanan	Mempertahankan diri	Antibodi
Racun	Penyerangan	Bisa ular dan bisa laba-laba
Kontraktil	Sistem kontraksi otot	Aktin, miosin

Reaksi Identifikasi Protein

No	Peraksi	Reaksi	Warna
1	Biuret	Protein + NaOH + CuSO ₄	Merah atau ungu
2	Xantoprotein	Protein + HNO ₃	kuning
3	Millon	Protein + Millon	merah

D. Lemak (Lipida)**Sifat-sifat Lipida**

Tidak larut dalam air dan bersifat nonpolar. Berfungsi sebagai transportasi vitamin A, D, K. Berfungsi sebagai cadangan makanan.

Golongan Lipid**Lemak berasal dari asam lemak + gliserol**

Lemak Jenuh (padat):

- Terbentuk dari asam lemak jenuh dan gliserol.
- Berbentuk padat pada suhu kamar.
- Banyak terdapat pada hewan.

Contoh: gliseril-tritearat; gliseril-tripalmitat.

Lemak tak jenuh (minyak):

- Terbentuk dari asam lemak tak jenuh dan gliserol.
- Berbentuk cair pada suhu kamar.
- Banyak gliserol-trioleat; gliseril-trilinoleat

Fosfolid berasal dari asam lemak + asam fosfat + gliserol**Steroid merupakan Siklo hidrokarbon****E. Asam Nukleat****Fosfolid berasal dari asam lemak + asam fosfat + gliserol**

- DNA = Deoxyribo Nucleic Acid (Asam Deoksiribo Nukleat)
Basa yang terdapat dalam DNA: Adenin, Guanin, Sitosin, Timin.
- RNA = Ribo Nucleic Acid (Asam Ribo Nukleat)
Basa yang terdapat dalam RNA: Adenin, Guanin, Sitosin, Urasil.

Sistem Koloid

A. Perbedaan Koloid dengan Larutan dan Suspensi

Larutan
Homogen. Dimensi kurang dari 1 nanometer (nm). Tersebar merata. Tidak memisah jika didiamkan. Tidak dapat dilihat dengan mikroskop ultra. Tidak dapat disaring.
Koloid
Heterogen. Dimensi antara dari 1nm – 100 nm. Tersebar merata. Tidak memisah jika didiamkan. Dapat dilihat dengan mikroskop ultra. Tidak dapat disaring
Suspensi
Heterogen. Dimensi lebih dari 100 nm. Mengendap. Memisah jika didiamkan. Dapat dilihat dengan mikroskop biasa. Dapat disaring dengan saringan biasa

B. Jenis-Jenis Koloid

Terdispersi	Pendispersi	Sistem Koloid	Contoh
Cair	Gas	Aerosol Cair	Kabut, awan, obat semprot
Padat	Gas	Aerosol Padat	Asap, debu
Gas	Cair	Buih	Busa sabun, ombak, krim kocok
Cair	Cair	Emulsi	Susu, santan, minyak ikan
Padat	Cair	Sol	Tinta, cat, putih telur, air lumpur
Gas	Padat	Buih Padat	Karet busa, batu apung, biskuit
Cair	Padat	Emulsi Padat	Mutiara, oval
Padat	Padat	Sol Padat	Gelas warna, tinta

C. Sifat-Sifat Koloid

Efek Tyndall: penghamburan cahaya oleh partikel koloid.
Gerak Brown: gerak acak partikel koloid akibat tabrakan dengan partikel medium pendispersinya.
Elektroforesis: pergerakan partikel koloid dalam medan listrik.
Adsorpsi: penyerapan ion atau mikroorganisme oleh permukaan partikel koloid.
Koagulasi: penggumpalan partikel koloid oleh pemanasan atau oleh ion yang berlawanan muatan.
Dialisis: pemurnian medium pendispersi dari ion-ion yang dapat menggumpalkan partikel koloid.

D. Liofil dan Liofob

Liofil
(Yunani: <i>lio</i> = cairan, <i>philia</i> = menyukai). Sistem koloid zat terdispersi mempunyai afinitas (daya tarik) besar terhadap medium pendispersinya.
Sifat
<ul style="list-style-type: none">• Stabil pada kondisi zat yang terdispersi mempunyai konsentrasi kecil maupun besar.• Koagulasi terjadi bila zat elektrolit yang ditambahkan dalam jumlah banyak.• Ketika berkoagulasi bentuk gumpalan seperti gel.• Reversibel, bila dikeringkan dapat membentuk koloid kembali dengan penambahan pendispersi seperti semula.• Kestabilan tidak terpengaruh dialisis.• Peristiwa efek Tyndall tidak terlihat jelas.• Viskositas besar pada pendispersi murni, bila lama didiamkan akan menyerupai agar-agar.• Tekanan permukaan pendispersi terpengaruh partikel terdispersi.

Liofob

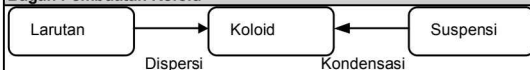
(Yunani: *lio* = cairan, *phobia* = membenci). Sistem koloid di mana zat terdispersi mempunyai afinitas (daya tarik) kecil terhadap medium pendispersinya.

Sifat

- Stabil hanya zat yang terdispersi mempunyai konsentrasi kecil.
- Mudah berkoagulasi (mengendap) dalam zat elektrolit.
- Ketika berkoagulasi bentuk gumpalan mayonaise (granul).
- Tidak reversibel, bila dikeringkan tidak dapat membentuk koloid kembali.
- Kestabilan terpengaruh dianalisis.
- Peristiwa efek Tyndall terlihat jelas.
- Viskositas kecil.
- Tekanan permukaan pendispersi tidak terpengaruh partikel terdispersi.

D. Pembuatan Koloid

Bagan Pembuatan Koloid



Kondensasi

Reduksi-oksidasi

Pembuatan sol keberang dengan reaksi: $2 \text{H}_2 \text{S} (\text{g}) + \text{SO}_2 (\text{aq}) \rightarrow 3 \text{S} (\text{koloid}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

Dekomposisi

Pembuatan sol perak klorida dengan reaksi: $\text{AgNO}_3 (\text{aq}) + \text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{HNO}_3 (\text{aq})$

Hidrolisis

Pembuatan sol besi (III) hidroksida dengan reaksi:
 $\text{FeCl}_3 (\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{Fe} (\text{OH})_3 (\text{koloid}) + 3 \text{HCl} (\text{aq})$

Dispersi

Mekanik

Menggerus butir kasar sampai terbentuk partikel dengan ukuran tertentu (koloid) dan kemudian mencampurnya dengan media pendispersi sambil dilakukan pengadukan.

Peptisasi

Memecah butir-butir kasar dengan zat pemecah semacam peptid sampai terbentuk suatu partikel koloid dengan ukuran yang sudah ditentukan, misalnya proses pemecahan dengan bantuan enzim.

Busur Bredig

Cara ini biasanya dilakukan untuk pembuatan sol-sol logam, dengan membuat logam sebagai elektroda dan kemudian diberi kejutan listrik sehingga logam terlepas ke air sebagai media dan kemudian logam tersebut mengalami kondensasi membentuk koloid.

E. Pemisahan dan Pemurnian

Dialisis

Ion pengotor dikeluarkan melalui membran semi permeabel.

Elektrodialisis

Dialisis yang dipercepat dengan bantuan arus listrik.

Ultrafiltrasi

Disaring dengan alat berpori, biasanya dibantu tekanan besar.

Ultra Sentrifugasi

Diputar dengan kecepatan tinggi (diatas 15.000 putaran per menit).

Gel Elektroforesis

Campuran koloid dipisahkan dengan bantuan arus listrik searah.

E. Manfaat dan Kerugian Koloid

Koloid Pelindung

Gelatin sebagai koloid pelindung es krim mencegah pembentukan kristal es.

Pengolahan Air

Koagulasi: tawas (aluminium sulfat) berfungsi sebagai pengumpul lumpur koloid maka lumpur ini akan mudah disaring.

Adsorpsi tawas membentuk $Al(OH)_3$ yang dapat menyerap (mengadsorpsi) zat-zat pewarna dan pencemar lainnya.

Dialisis

Penghilangan ion-ion yang mengganggu kestabilan koloid, di mana dalam proses ini sitem koloid dimasukkan dalam suatu kantong dari selaput semipermeabel

Contoh: Proses cuci darah pada pasien yang mengalami gagal ginjal (homodialisis)

Polusi

Polusi udara karena partikel-partikel polutan berbentuk koloid. Misal: debu dan asap.

Kimia Lingkungan

A. Pencemaran Udara

Komposisi Udara Bersih Alami

Zat	Rumus	%	bjp
Nitrogen	N ₂	78	780000
Oksigen	O ₂	21	210000
Argon	Ar	0,93	9300
Karbon dioksida	CO ₂	0,0315	315
Karbon monoksida	CO	0,002	20
Neon	Ne	0,0018	18
Helium	He	0,0005	5
Kripton	Kr	0,0001	1
Hidrogen	H	0,00005	0,5
Belerang dioksida	SO ₂	0,00001	0,1
Oksidasi Nitrogen	NO, NO ₂	0,000005	0,05
Ozon	O ₃	0,000001	0,01

Polutan Udara

Karbon Monoksida (CO)

Sifat: tidak berwarna, tidak berbau, dapat dengan warna nyala biru, sangat mudah mengikat hemoglobin. **Sumber:** pembakaran bahan bakar yang tidak sempurna. **Bahaya:** sesak nafas, nyeri di dada; oksigen berkurang karena hemoglobin lebih mudah mengikat CO daripada O₂, menyebabkan keracunan sampai kematian.

Karbon Dioksida (CO₂)

Sifat: tidak berwarna, tidak berbau; tidak dapat terbakar; meningkatkan suhu bumi. **Sumber:** dari pembakaran, pernafasan, pembusukan. **Kegunaan:** fotosintesis pada tumbuhan, minuman ringan, CO₂ padat (es kering) untuk campuran pendingin. **Bahaya:** pemanasan global yang berakibat mencairkan es di kutub

Oksida Belerang (SO₂ dan SO₃)

Sifat: tidak berwarna dan berbau tajam (SO₂); berwarna putih (SO₃). **Sumber:** pembakaran pada industri logam, pembakaran batubara. **Kegunaan:** pembuatan asam sulfat, pemutih, dan sebagai reduktor. **Bahaya:** hujan asam merusak tumbuhan dan menimbulkan korosi; merusak jaringan tubuh.

Nitrogen Monoksida (NO)

Sifat: tidak berwarna; kurang stabil. **Sumber:** pembakaran pada suhu tinggi, terjadinya kilat. **Bahaya:** katalisator dalam penguraian ozon.

Nitrogen Dioksida (NO₂)

Sifat: gas berwarna coklat; berubah menjadi gas N₂O₄ (tidak berwarna) bila didinginkan. **Sumber:** pembakaran gas Nitrogen monoksida. **Kegunaan:** oksidator dan zat titrasi. **Bahaya:** merusak paru-paru, katalisator dalam penguraian ozon; campurannya dengan NO menyebabkan asap kabut.

Dinitrogen Monoksida (N₂O)

Sifat: tidak berwarna; rasanya manis; tidak bisa terbakar; bersifat labil di toposfer; dapat terurai menjadi NO di lapisan stratosfer dengan bantuan ultraviolet. **Sumber:** Pembakaran hutan dan minyak dari fosil. **Kegunaan:** Pembuatan asam sulfat, pemutih, dan sebagai reduktor. **Bahaya:** Menyebabkan kenaikan suhu bumi.

Timbal

Sifat: berwarna putih kebiruan, mengkilap, dan lembek sehingga mudah ditempa; penghantar listrik yang buruk; tahan karat, tahan asam, dan tahan radiasi; bereaksi dengan basa kuat. **Sumber:** Dari mineral galena (PbS), anglesit (PbSO₄), kerisit (PbCO₃) dan juga ditemukan dalam keadaan bebas. **Kegunaan:** pembungkus kabel, pembuatan pipa, komponen aki;

penyerap suara; bahan tambahan untuk bahan bakar dalam senyawa TEL (tetra etil lead).
Bahaya: bersifat racun dan menyebabkan kerusakan otak dan kelumpuhan.

B. Pencemaran Air

Raksa

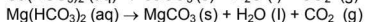
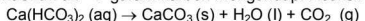
Raksa adalah unsur logam yang pada suhu ruang berwujud cair dan sifatnya sangat reaktif. Logam ini dapat menjadi zat pencemar apabila berada dalam air, hal ini disebabkan karena wujudnya cair sehingga dapat bercampur dengan air dan susah untuk dipisahkan walaupun mempunyai massa jenis berbeda dengan air.

Air Sadah (Mengandung $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ atau $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$)

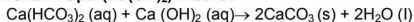
Air sadah sementara

Kesadahan hilang dengan

Memanaskan air → garam karbon mengendap. Reaksi:



Mereaksikan kapur ($\text{Ca}(\text{OH})_2$). Reaksi:

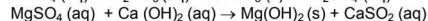
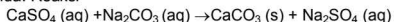


Air Sadah Tetap

Mengandung garam sulfat (CaSO_4 atau MgSO_4) dan atau mengandung garam klorida (CaCl_2 atau MgCl_2).

Kesadahan hilang dengan

Mereaksikan dengan soda Na_2CO_3 dan kapur $\text{Ca}(\text{OH})_2$ → endapan garam karbonat dan atau hiroksida. Reaksi



Proses Zeolit → kedudukan natrium akan digantikan ion kalsium dan ion magnesium menjadi magnesium atau kalsium zeolit.

Kerugian Air Sadah

- Sabun tidak akan berbusa jika ion Ca^{2+} dan ion Mg^{2+} tidak diendapkan terlebih dahulu. → Pemborosan sabun
- Timbul kerak pada alat memasak → pendidihan lama → boros bahan bakar.
- Penyumbatan pada pipa air dan radiator mobil.
- Diminum → penumpukan logam-logam → kesehatan terancam

C. Pencemaran Tanah

Limbah Plastik

plastik tidak dapat dibiodegradasi (diurai oleh mikroorganisme dalam tanah) sehingga akan menjadi pencemar dalam tanah

Limbah Pertanian

Limbah ini ada apabila zat-zat kimia dalam pupuk buatan terlalu banyak terdapat dalam tanah, sehingga tanah tidak menjadi subur tetapi justru rusak.

Limbah Logam

Sepeti halnya plastik logam pum tidak dapat diuraikan oleh mikroorganisme sehingga dalam jumlah yang berlebihan akan menyebabkan terjadinya pencemaran tanah.

D. Zat Aditif

1. Pewarna

Nama	Warna	Jenis	Perwarna
Klorofil	Hijau	alami	selai, agar-agar
Karamel	Coklat-hitam	alami	produk kalengan
Anato	Jingga	alami	minyak, keju
Beta-karoten	Kuning	alami	keju
Eritrosin	Merah	buatan	saus, sarden kalengan

2. Pemanis

Nama	Jenis	Pemanis untuk
Gula tebu (sukrosa)	alami	Minuman dan makanan sehari-hari
Gula buah (fruktosa)	alami	Minuman dan makanan sehari-hari
Pemanis susu (laktosa)	alami	Susu alami
Sakarín	buatan	Permen
Siklamat	buatan	Minuman ringan
Sorbitol	buatan	Selai, agar-agar
Silitol	buatan	Permen karet
Maltitol	buatan	Permen karet

3. Pengawet

Nama	Jenis	Pengawet untuk
Garam	alami	daging, ikan
Gula	alami	buah-buahan
Cuka	alami	acar
Asam propanoat	buatan	roti, keju
Asam benzoat	buatan	saus, kecap minuman ringan (botolan)
Natrium nitrat	buatan	daging olahan, keju olahan
Natrium nitrit	buatan	daging kalengan, ikan kalengan

4. Antioksidan

Nama	Kegunaan
Asam askorbat	daging kalengan, ikan kalengan, buah kalengan
BHA (butilhidroksional)	lemak dan minyak
BHT (butilhidroktoluen)	margarin dan mentega

5. Penguat/Penyedap

Mononatrium glutamat (Monosodium glutamate = MSG). **Contoh:** vetsin

6. Pembuat Rasa dan Aroma

IUPAC	Trival	Aroma dan rasa
Etil etanoat	Etil asetat	apel
Etil butanoat	Etil butirat	nanas
Oktil etanoat	Oktil asetat	jeruk
Butil metanoat	Butil format	rasberri
Etil metanoat	Etil format	rum
Amil butanoat	Amil butirat	pisang

E. Pupuk

1. Unsur yang Dibutuhkan Tanaman

Unsur	Senyawa/ion	Kegunaan
Karbon	CO ₂	Menyusun karbohidrat, protein, lemak serta klorofil
Hidrogen	H ₂ O	Menyusun karbohidrat, protein, lemak serta klorofil
Oksigen	CO ₂ dan H ₂ O	Menyusun karbohidrat, protein, lemak serta klorofil
Nitrogen	NO ₃ ⁻ dan NH ₄ ⁺	Sintesis protein, merangsang pertumbuhan vegetatif
Fosfor	HPO ₄ ²⁻ dan H ₂ PO ₄ ⁻	Memacu pertumbuhan akar, mempercepat pembentukan bunga dan mempercepat buah atau biji matang
Kalium	K ⁺	Memperlancar proses fotosintesis, membentuk protein, pengerasan batang, meningkatkan daya tahan tanaman dari hama
Kalsium	Ca ²⁺	Mengeraskan batang dan membentuk biji
Magnesium	Mg ²⁺	Membentuk klorofil
Belerang	SO ₄ ²⁻	Menyusun protein dan membantu membentuk klorofil

2. Jenis-jenis Pupuk Organik (Alami)

Nama	Asal
Kompos	Sampah-sampah organik yang sudah mengalami pembusukan dicampur beberapa unsur sesuai keperluan.
Humus	Dari dedaunan umumnya dari jenis leguminose atau polong-polongan.
Kandang	Dari kotoran hewan ternak seperti ayam, kuda, sapi, dan kambing.

3. Jenis-jenis Pupuk Anorganik

Jenis	Contoh/Keterangan
Pupuk Kalium	ZK 90, ZK96, KCl
Pupuk Nitrogen	ZA, Urea, Amonium nitrat
Pupuk Fosfor	Superfosfat tunggal (ES), Super Fosfat Ganda (DS), TSP
Pupuk Majemuk	Mengandung unsur hara utama N-P-K dengan komposisi tertentu, tergantung jenis tanaman yang membutuhkan.

F. Pestisida

1. Jenis-jenis Pestisida

Nama	Memberantas	contoh
bakterisida	bakteri atau virus	tetramycin
fungisida	jamur	carbendazim
herbisida	gulma	
insektisida	serangga	basudin
nematosida	Cacing (nematoda)	
rodentisida	Pengerat (tikus)	Warangan

2. Bahan kimia dalam pestisida

Kelompok	Fungsi	Contoh
arsen	pengendali jamur dan rayap pada kayu	As ₂ O ₅
antibeku	pembeku darah hama tikus	wartarin
karbamat	umumnya untuk meracuni serangga	karbaril
organoklor	membasmi hama tanaman termasuk serangga	DDT, aldrin, dieldrin
organofosfat	membasmi serangga	diaziton