

**DIKTAT MATA KULIAH
KIMIA DASAR
BAGIAN 1**

Oleh :

FRIDA OCTAVIA PURNOMO, S.Pd., M.Si

**PROGRAM STUDI SARJANA FARMASI
FAKULTAS ILMU KESEHATAN DAN TEKNOLOGI
UNIVERSITAS BINAWAN
2021**

KATA PENGANTAR

Puji syukur kita panjatkan kehadapan Tuhan Yang Maha Esa karena penulis berhasil menyelesaikan Diktat Mata Kuliah Kimia Dasar yang diajarkan pada Program Studi Farmasi, Universitas Binawan. Mata Kuliah Kimia Dasar merupakan salah satu mata kuliah wajib yang harus diambil oleh mahasiswa pada semester 1 (satu) dengan jumlah SKS sebesar 2 SKS. Penulisan diktat ini dimaksudkan sebagai pelengkap bahan kuliah sehingga dapat membantu mahasiswa untuk lebih memahami materi perkuliahan yang diberikan sehingga proses pembelajaran menjadi lebih lancar.

Diktat ini terdiri dari beberapa bab yang membahas tentang Atom Molekul dan Ion, Tata Nama Senyawa Organik, Ikatan Kimia, Konsep Mol dan Rumus Kimia, Persamaan Kimia serta Larutan dan Reaksi yang menyertainya. Mengingat bahwa fungsi diktat ini hanya sekedar membantu dalam mengikuti perkuliahan, maka hendaknya mahasiswa tetap menggunakan textbook/ buku acuan yang disarankan.

Disadari bahwa diktat ini masih jauh dari sempurna, maka penulis selalu mengharapkan saran dan masukan untuk kesempurnaan diktat ini di waktu yang akan datang. Semoga Diktat ini bermanfaat bagi semua pihak. Kepada pihak-pihak yang telah membantu kelancaran penyusunan laporan ini, tak lupa kami ucapkan banyak terima kasih.

Jakarta, Agustus 2022

Penulis

DAFTAR ISI

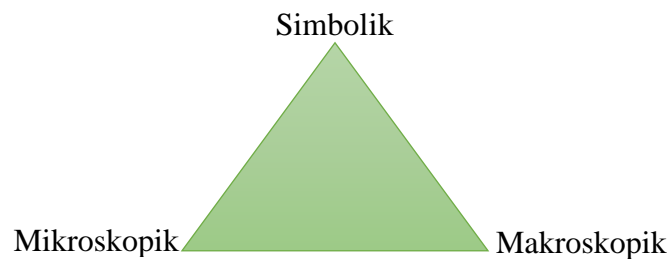
Cover	1
Kata Pengantar	2
Daftar Isi	3
Bab I Atom, Molekul dan Ion	4
Bab II Tata Nama Senyawa Anorganik	12
Bab III Ikatan Kimia	19
Bab IV Konsep Mol dan Rumus Kimia	25
Bab V Persamaan Kimia dan Hasil Reaksi	30
Daftar Pustaka	34

BAB I

ATOM, MOLEKUL DAN ION

1.1 ILMU KIMIA

Kimia adalah ilmu pengetahuan alam yang mempelajari tentang materi, meliputi : struktur, susunan, sifat, perubahan dan energy yang menyertai suatu materi. Materi dapat diartikan sebagai segala sesuatu yang mempunyai massa dan menempati ruang. Cakupan ilmu kimia secara sederhana dapat digambarkan sebagai berikut:



Gambar 1. Cakupan Ilmu Kimia (Davidowitz dan Chittleborough, 2009).

Secara simbolik, ilmu kimia menjelaskan tentang simbol – simbol kimia yang digunakan secara kualitatif dan kuantitatif dalam reaksi kimia, persamaan reaksi, stoikiometri reaksi, mekanisme reaksi, simbol kimia, maupun struktur kimia. Contoh penggunaan simbol dalam ilmu kimia: 1 mol Magnesium direaksikan dengan 1 mol air akan menghasilkan 1 mol magnesium hidroksida dan 1 mol gas hydrogen. Secara simbolik, reaksi kimia dapat dituliskan sebagai berikut:



Ilmu kimia secara makroskopik menjelaskan tentang fenomena perubahan kimia yang terjadi di dalam suatu reaksi kimia, dimana pengamatan tersebut masih bisa dilihat dengan mata tanpa bantuan mikroskop atau instrumen lain. Sebagai contoh, pada reaksi magnesium yang dilarutkan dalam air, maka akan menghasilkan gelembung pada lempeng magnesium tersebut. Selanjutnya, ketika kita menambahkan indikator pp dalam larutan, maka akan terjadi perubahan warna. Fenomena munculnya gelembung

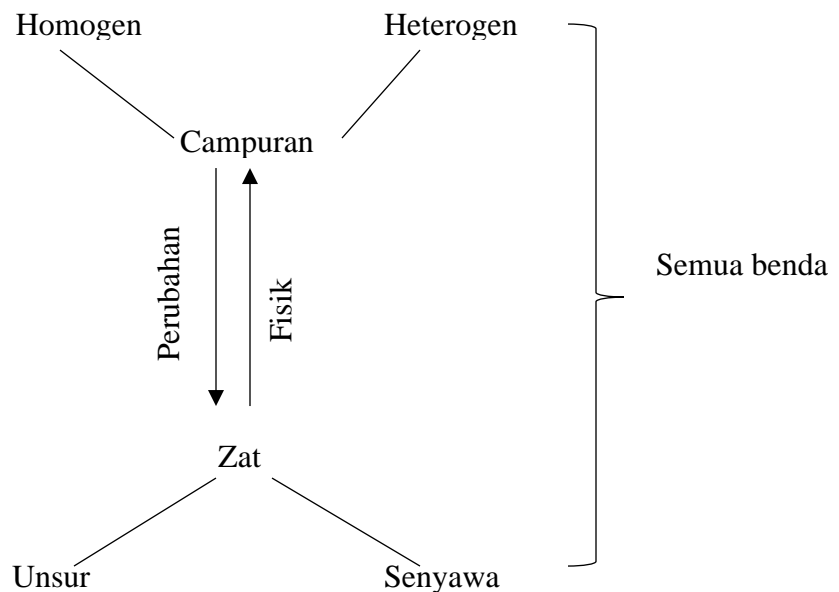
dan perubahan warna merupakan salah satu contoh ilmu kimia dalam cakupan makroskopik.

Dalam ilmu kimia, cakupan yang tidak dapat dilihat secara makroskopik, maka akan dilakukan peninjauan secara mikroskopik. Peninjauan secara mikroskopik dapat dilakukan dengan bantuan suatu alat. Sebagai contoh, untuk mengetahui atom dan susunan pada molekulnya, maka dapat digunakan pengujian dengan menggunakan Spektroskopi. Sedangkan untuk melihat perpindahan elektron yang menyertai suatu reaksi kimia, maka bisa digunakan instrumentasi **XX**.

1.2 KLASIFIKASI MATERI

Materi dapat juga diartikan sebagai unsur – unsur yang ada di dalam tabel periodik unsur atau persenyawaannya.

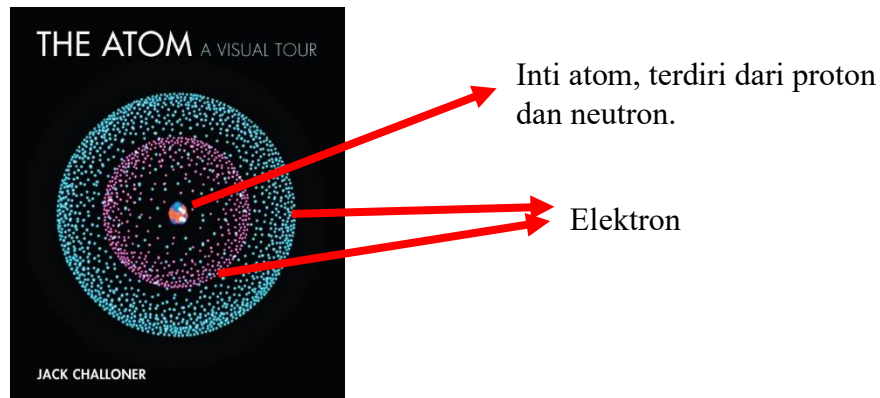
Skema klasifikasi materi dapat dilihat pada gambar berikut:



Gambar 2. Skema Klasifikasi Materi

1.3 STRUKTUR ATOM

Atom berasal dari kata atomos, yang artinya : a, tidak; tomos, memotong. Artinya atom dianggap sebagai sesuatu yang tidak dapat dipecah lagi. Atom adalah partikel terkecil dari suatu benda yang mencirikan suatu unsur. Di dalam suatu atom terdiri dari inti atom dan elektron, dimana di dalam inti atom terdapat proton dan neutron. Gambaran struktur atom dapat dilihat pada gambar 3.



Gambar 3. Struktur Atom

Proton merupakan partikel dasar yang bermuatan positif. Neutron adalah partikel dasar yang bermuatan netral, sedangkan elektron adalah partikel yang membawa unit dasar yang bermuatan listrik negatif dan ditemukan di sekeliling inti atom. Pada susunan atom, elektron akan berputar mengelilingi inti atom dengan lintasan tertentu yang disebut orbital. Elektron dalam suatu atom dapat mengalami pengurangan dan juga penambahan. Suatu atom yang mengalami pelepasan elektron, maka atom tersebut akan menjadi bermuatan positif. Sedangkan ketika atom menerima sejumlah elektron, maka atom tersebut akan bermuatan negatif. Pelepasan dan penerimaan elektron akan dipelajari lebih lanjut pada Bab Ikatan Kimia.

Beberapa perkembangan dalam model atom adalah sebagai berikut:

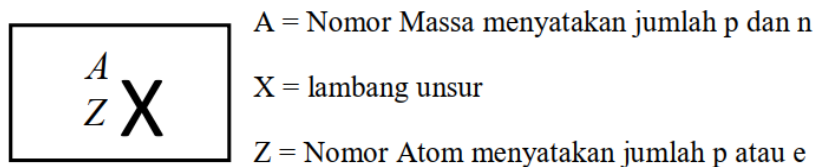
1. Teori atom Dalton, dikenal sebagai pencetus teori atom modern. Dalton menjelaskan bahwa atom berbentuk bulat seperti bola pejal.

2. Teori Atom Thomson, dikenal dengan model roti kismis. Atom diilustrasikan sebagai materi berbentuk bola bermuatan positif dan didalamnya tersebar elektron – elektron.
3. Teori Atom Rutherford. Disimpulkan bahwa Sebagian besar massa atom terpusat dalam suatu daerah yang disebut inti atom. Inti atom bermuatan positif. Sebagian besar volume atom adalah ruang kosong.
4. Model Atom Bohr. Bohr menggambarkan atom seperti suatu sistem dalam platen tata surya.

Tabel 1. Partikel Atom

Jenis Partikel	Penemu/tahun	Massa	Muatan	Lambang
Elektron	JJ Thomson 1897	0	-1	${}_{-1}e^0$
Proton	Goldstein 1886	1	+1	${}_{+1}p^1$
Neutron	J. Chadwick 1932	1	0	${}_0n^1$

Tabel 1 menjelaskan jenis – jenis partikel serta penemunya. Jumlah proton, elektron dan neutron juga berhubungan dengan nomor massa dan juga nomor atom. Nomor massa dan nomor atom dapat dilambangkan sebagai berikut:



Contoh lambang unsur yang sering ditemui adalah : ${}_6C^{12}$, ${}_1H^1$ dan ${}_8O^{16}$. Nomor massa, lambang unsur serta nomor atom dapat dilihat lebih detail untuk setiap unsur pada Tabel Periodik Unsur.

Tabel 2. Contoh lambang unsur dan maknanya

Contoh	Lambang Unsur (X)	Nomor Atom (Z)	Nomor Massa (A)
${}_6\text{C}^{12}$	Carbon	6	12
${}_1\text{H}^1$	Hidrogen	1	1
${}_8\text{O}^{16}$	Oksigen	8	16
${}_{16}\text{S}^{32}$	Sulfur	16	32
${}_{15}\text{P}^{31}$	Phospor	15	31
${}_{11}\text{Na}^{23}$	Natrium	11	23
${}_{12}\text{Mg}^{24}$	Magnesium	12	24
${}_6\text{C}^{13}$	Carbon	6	13

Tabel 3. Tabel Periodik Unsur (*International Union of Pure and Applied Chemistry*).

IUPAC Periodic Table of the Elements

IUPAC Periodic Table of the Elements																													
1 H hydrogen 1.008 (1.00784, 1.00823)																	2 He helium 4.0026												
3 Li lithium 6.94 (6.938, 6.997)	4 Be beryllium 9.0122	Key: atomic number Symbol name conventional atomic weight standard atomic weight														5 B boron 10.81 (10.806, 10.821)	6 C carbon 12.011 (12.009, 12.012)	7 N nitrogen 14.007 (14.006, 14.008)	8 O oxygen 15.999 (15.989, 15.000)	9 F fluorine 18.998 20.180	10 Ne neon								
11 Na sodium 22.990	12 Mg magnesium 24.305 (24.304, 24.307)															13 Al aluminum 26.982	14 Si silicon 28.086 (28.085, 28.088)	15 P phosphorus 30.974	16 S sulfur 32.06 (32.059, 32.078)	17 Cl chlorine 35.45 (35.446, 35.457)	18 Ar argon 39.948								
19 K potassium 39.098 40.078(4)	20 Ca calcium 40.078(4)	21 Sc scandium 44.956 47.867	22 Ti titanium 47.867	23 V vanadium 50.942	24 Cr chromium 51.996 54.938	25 Mn manganese 54.938 55.945(2)	26 Fe iron 55.945(2)	27 Co cobalt 58.933 58.933	28 Ni nickel 58.693 58.693	29 Cu copper 63.546(3)	30 Zn zinc 65.38(2)	31 Ga gallium 69.723	32 Ge germanium 72.630(6)	33 As arsenic 74.922 74.922	34 Se selenium 78.971(8)	35 Br bromine 79.904 (79.901, 79.907)	36 Kr krypton 83.798(2)												
37 Rb rubidium 85.468 87.62	38 Sr strontium 87.62	39 Y yttrium 88.906 91.224(2)	40 Zr zirconium 91.224(2)	41 Nb niobium 92.906 95.95	42 Mo molybdenum 95.95	43 Tc technetium 98.906 101.07(2)	44 Ru ruthenium 101.07(2)	45 Rh rhodium 102.91 106.42	46 Pd palladium 106.42	47 Ag silver 107.87	48 Cd cadmium 112.41 114.62	49 In indium 114.62	50 Sn tin 118.71 118.71	51 Sb antimony 121.75 127.60(3)	52 Te tellurium 127.60(3)	53 I iodine 126.90 131.29	54 Xe xenon 131.29												
55 Cs caesium 132.91 137.33	56 Ba barium 137.33	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium 178.49(2)	73 Ta tantalum 180.95 183.84	74 W tungsten 183.84 186.21	75 Re rhenium 186.21 190.23(3)	76 Os osmium 190.23(3)	77 Ir iridium 192.22 196.08	78 Pt platinum 196.08 196.97	79 Au gold 196.97	80 Hg mercury 200.59 (200.59, 200.59)	81 Tl thallium 204.38 (204.38, 204.38)	82 Pb lead 207.2 208.98	83 Bi bismuth 208.98	84 Po polonium	85 At astatine	86 Rn radon												
87 Fr francium	88 Ra radium	89-103 actinoids	104 Rf rutherfordium	105 Db dubnium	106 Sg seaborgium	107 Bh bohrium	108 Hs hassium	109 Mt meitnerium	110 Ds darmstadtium	111 Rg roentgenium	112 Cn copernicium	113 Nh nihonium	114 Fl flerovium	115 Mc moscovium	116 Lv livermorium	117 Ts tennessine	118 Og oganesson												
57 La lanthanum 138.91	58 Ce cerium 140.12	59 Pr praseodymium 140.91	60 Nd neodymium 144.24	61 Pm promethium 144.24	62 Sm samarium 150.36(2)	63 Eu europium 151.96 157.25(3)	64 Gd gadolinium 157.25(3)	65 Tb terbium 158.93	66 Dy dysprosium 162.50	67 Ho holmium 164.93	68 Er erbium 167.26	69 Tm thulium 168.93	70 Yb ytterbium 173.05	71 Lu lutetium 174.97	89 Ac actinium 227.04	90 Th thorium 232.04	91 Pa protactinium 231.04	92 U uranium 238.03	93 Np neptunium	94 Pu plutonium	95 Am americium	96 Cm curium	97 Bk berkelium	98 Cf californium	99 Es einsteinium	100 Fm fermium	101 Md mendelevium	102 No nobelium	103 Lr lawrencium

INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 28 November 2016. Copyright © 2016 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.

1.4 ISOTOP, ISOBAR DAN ISOTON

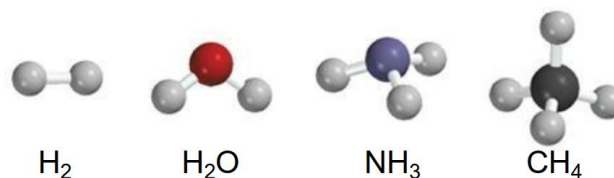
Pada tahun 1912, J.J Thomson melakukan percobaan untuk menentukan perbandingan muatan terhadap massa (e/m) dari ion positif yang dihasilkan dalam sebuah tabung sinar kanal. Hasil dari percobaan tersebut, beliau menyimpulkan bahwa atom – atom dari unsur yang sama dapat memiliki sedikit perbedaan pada nilai massanya. Perbedaan ini selanjutnya disebut sebagai Isotop. Isotop adalah atom – atom suatu unsur yang dikarenakan memiliki perbedaan jumlah neutron dalam intinya, sehingga akan memiliki massa yang berbeda pula. Secara singkat dapat dikatakan bahwa isotop adalah atom dari unsur yang sama, tetapi berbeda massanya. Isobar adalah atom dari unsur yang berbeda (mempunyai nomor atom berbeda), tetapi mempunyai nomor massa yang sama. Isoton adalah atom dari unsur yang berbeda.

1.5 MOLEKUL, ION DAN SENYAWA

Molekul merupakan sekumpulan atom – atom yang terikat dan merupakan kesatuan serta mempunyai sifat – sifat fisika dan kimia yang khas. Contoh : satuan rumus CHCl_3 dan CCl_4 merupakan suatu molekul. Molekul berdasarkan jenis atomnya terbagi menjadi dua, yaitu molekul diatomik dan molekul poliatomik.

Molekul diatomik : hanya terdiri dari dua atom. Contoh : H_2 , N_2 , O_2 , Br_2 , HCl , CO .

Molekul poliatomik : mengandung lebih dari dua atom. Contoh : O_3 , H_2O , NH_3 , CH_4 , CCl_4 .



Gambar 4. Ilustrasi molekul

Berbeda dengan molekul, ion merupakan atom yang bermuatan. Berdasarkan muatannya, ion terbagi menjadi dua yaitu anion dan kation. Ion terbentuk ketika suatu atom melepas atau menerima sejumlah elektron.

Kation :

- Ion dengan muatan total positif.
- Terjadi karena sebuah atom netral kehilangan satu atau lebih elektron.
- Berasal dari unsur logam.
- Contoh kation : H^+ , Na^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Li^+ , Al^{3+} , dsb.

Anion :

- Ion dengan muatan total negatif.
- Terjadi karena sebuah atom netral mengalami penambahan satu atau lebih elektron.
- Berasal dari unsur non logam.
- Contoh anion : Cl^- , O^{2-} , Br^- , I^- , dsb.

Senyawa kimia adalah zat yang tersusun oleh dua atau lebih unsur – unsur, sehingga merupakan kombinasi lambang yang disebut rumus kimia. Rumus kimia menyatakan:

1. Unsur – unsur yang terlibat dalam suatu senyawa
2. Jumlah atom relatif dari setiap unsur

Rumus kimia dibagi menjadi dua jenis, yaitu rumus empiris dan rumus molekul. Rumus molekul merupakan rumus yang didasarkan pada molekul yang sebenarnya, sedangkan rumus empiris merupakan rumus sederhana dari suatu senyawa.

Rumus molekul :

- Menyatakan jenis dan jumlah atom dalam tiap molekul.
- Hanya unsur dan senyawa yang memiliki rumus molekul.
- Contoh : H_2O

Rumus empiris :

- Rumus empiris menyatakan jenis dan perbandingan paling sederhana dari atom-atom dalam senyawa.

Tabel 4. Rumus molekul dan rumus empiris dari beberapa senyawa

Nama Zat	Rumus Molekul	Rumus Empiris
Etuna	C_2H_2	CH
Benzena	C_6H_6	CH
Air	H_2O	H_2O
Propana	C_3H_8	C_3H_8
Butuna	C_4H_8	CH_2
Metana	CH_4	CH_4

Dari sebuah rumus kimia kita dapat mengetahui banyak informasi dari senyawa tersebut. Persentase susunan dalam rumus kimia menunjukkan perbandingan jumlah atom unsur – unsur penyusunnya. Rumus empiris digunakan untuk menentukan bobot rumus senyawa. Rumus molekul dapat diperoleh dengan mengalikan semua subscripts (angka bawah) dalam rumus empiris dengan bilangan pengali pada rumus empirisnya. (cara mencari rumus molekul akan dibahas pada bab IV).

BAB II

TATA NAMA SENYAWA ANORGANIK

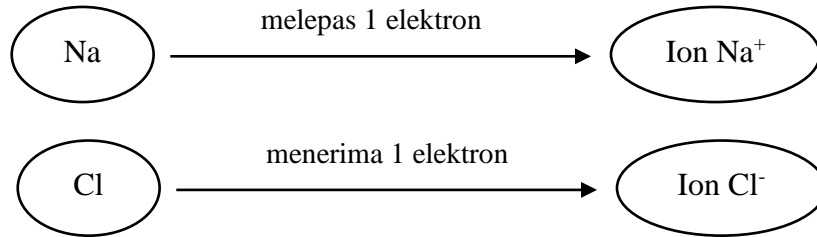
Di dalam rumus molekul, terdapat informasi mengenai susunan senyawa secara kuantitatif. Selain rumus kimia, penamaan senyawa kimia juga penting untuk dipelajari. Dalam menentukan nama senyawa, terdapat sistematika penamaan. Yang disebut dengan system tata nama.

2.1 PENGELOMPOKAN LOGAM DAN NON LOGAM

Walaupun tiap unsur memiliki beberapa sifat tersendiri yang khas, namung tiap unsur juga memiliki kesamaan sifat dengan unsur lain. Unsur – unsur yang telah ditemukan dikelompokkan menurut kesamaan sifatnya. Unsur dapat dikelomppokkan menjadi unsur logam dan non logam. Semua logam (kecuali raksa, bersifat cair) berbentuk padatan dalam suhu kamar. Logam umumnya memiliki sifat fisika yang dapat menghantarkan panas dan listrik, dapat dibuat menjadi lempengan, dapat ditarik menjadi bentuk kawat dan bersifat mengkilap. Unsur non logam umumnya memiliki sifat yang berlawanan dengan sifat unsur logam. Beberapa unsur non logam bersifat gas pada suhu kamar (misalnya N_2 dan O_2); beberapa unsur memiliki sifat padat yang rapuh (S dan Si) dan unsur yang berupa zat cair yaitu brom.

Tabel 5. Unsur logam dan non logam

Berdasarkan sifat kimianya, atom logam akan cenderung melepaskan satu elektron atau lebih bila berkaitan dengan atom non logam. Atom non logam memiliki kecenderungan menarik satu elektron atau lebih. Atom yang telah melepaskan satu elektron akan menghasilkan ion positif (kation), sedangkan atom yang menerima satu elektron akan membentuk ion negative (anion). Senyawa yang terbentuk dari ikatan logam dan non logam adalah senyawa ion. Sedangkan senyawa yang terbentuk dari pemakaian elektron bersama antar atom non logam disebut senyawa kovalen.



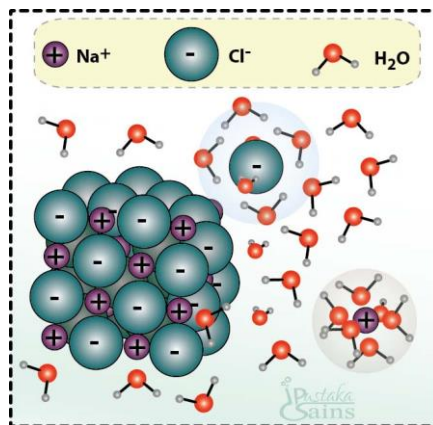
Gambar 5. Proses pembentukan ion Na⁺ dan ion Cl⁻

2.2 TINGKAT OKSIDASI

Tingkat oksidasi atau bilangan oksidasi adalah bilangan yang menyatakan banyaknya elektron pada suatu atom yang terlibat dalam pembentukan ikatan. Perhatikan reaksi berikut:



Senyawa NaCl terbentuk dari atom Na yang melepaskan satu elektron ke atom Cl. Senyawa NaCl mengandung ion Na⁺ dan Cl⁻ seperti pada gambar 6.



Gambar 6. Senyawa NaCl

Na memiliki bilangan oksidasi +1, sedangkan Cl memiliki bilangan oksidasi -1. Tingkat oksidasi atom – atom dalam bentuk ion adalah sama dengan muatan ion. Contoh lain yaitu CaCl₂ yang terbentuk melalui logam Ca yang melepaskan 2 elektron dan 2 atom Cl yang masing – masing menerima satu elektron dari atom Ca. CaCl₂

terbentuk dari reaksi ion Ca^{2+} dan Cl^- . Bilangan oksidasi dari Ca adalah +2, sedangkan bilangan oksidasi Cl adalah -1. Jumlah bilangan oksidasi dari suatu senyawa adalah nol.

Aturan sederhana dalam penentuan bilangan oksidasi (biloks) adalah:

1. Biloks sebuah atom dari unsur bebas adalah nol
2. Jumlah total biloks dalam sebuah senyawa adalah nol. Sedangkan untuk ion, biloksnnya mengikuti jumlah muatannya.
3. Dalam senyawanya, logam – logam alkali (IA) memiliki biloks +1; logam dari alkali tanah (IIA) memiliki biloks +2.
4. Dalam senyawanya, biloks H adalah +1; fluor -1.
5. Dalam senyawanya, oksigen memiliki biloks -2.
6. Dalam senyawa binernya dengan logam, unsur golongan VIIA memiliki biloks -1; golongan VIA memiliki biloks -2; dan golongan VA memiliki biloks -3. Senyawa biner adalah senyawa yang tersusun dari dua jenis unsur, missal KCl, CaCl_2 dan BaS.

2.3 TATA NAMA SENYAWA ANORGANIK

Senyawa anorganik adalah senyawa yang dibentuk dari karbon dan hidrogen yang berikatan dengan oksigen, nitrogen dan beberapa unsur lain. Contoh senyawa anorganik adalah hydrogen klorida, karbon monoksida, nitrogen triiodida, dst. Pada tata nama senyawa anorganik akan dibahas senyawa ion biner, senyawa kovalen biner, asam biner, ion poliatomik, asam okso dan garamnya.

Senyawa – senyawa ion biner

Senyawa yang terbentuk dari dua unsur disebut sebagai senyawa biner. Senyawa ion biner terbentuk dari unsur logam dan unsur non logam. Dalam sistem penamaan senyawa ion biner, nama unsur logam ditulis terlebih dahulu dan diikuti dengan nama unsur non logam yang diberi akhiran “ida”.

Contoh:

NaCl = natrium klorida

Na merupakan unsur logam yaitu natrium, sedangkan Cl merupakan unsur non logam yaitu “klor”, diberikan akhiran “ida” menjadi klorida.

Contoh lain yaitu : CaCl_2 (kalsium klorida); BaCl_2 (barium klorida); CaBr_2 (kalsium bromida); KBr (kalium bromida), dst.

Jika senyawa anorganik terdiri dari logam yang memiliki lebih dari satu bentuk ion, maka penulisan nama berdasarkan tingkat oksidasi dari logam tersebut. Sebagai contoh logam Fe memiliki ion lebih dari satu, yaitu Fe^{2+} dan Fe^{3+} . Pada ion Fe^{2+} , biloks yang dimiliki adalah +2, sedangkan pada ion Fe^{3+} , biloks yang dimiliki adalah +3. Fe²⁺ disebut juga ion **ferro**, dan Fe³⁺ disebut juga ion **ferri**. Akhiran “o” digunakan untuk kation yang memiliki biloks rendah, sedangkan akhiran “i” untuk biloks yang lebih tinggi.

Contoh :

FeCl_2 = besi (II) klorida atau ferro klorida

Biloks total = 0 (karena merupakan senyawa yang tidak bermuatan)

Biloks Fe + (2 x Biloks Cl) = 0

Biloks Fe + {2 x (-1)} = 0

Biloks Fe = +2

FeCl_3 = besi (III) klorida atau ferri klorida

Biloks total = 0 (karena merupakan senyawa yang tidak bermuatan)

Biloks Fe + (3 x Biloks Cl) = 0

Biloks Fe + {3 x (-1)} = 0

Biloks Fe = +3

Tabel 4. Contoh nama senyawa

Rumus	Biloks logam	Nama Senyawa
CrCl_2	Cr = +2	Kromium (II) klorida
CrCl_3	Cr = +3	Kromium (III) klorida

Cu ₂ O	Cu = +1	Tembaga (I) oksida
CuO	Cu = +2	Tembaga (II) oksida

Tabel 5. Penamaan anion dan kation sederhana

Simbol	Nama ion	Simbol	Nama ion
Li ⁺	Litium	Cu ²⁺	Tembaga (II) atau kupri
Na ⁺	Natrium	Zn ²⁺	Seng
K ⁺	Kalium	Ag ⁺	Perak
Rb ⁺	Rubidium	Hg ₂ ²⁺	Raksa (I) atau merkuro
Cs ⁺	Sesium	Hg ²⁺	Raksa (II) atau merkuri
Mg ²⁺	Magnesium	Sn ²⁺	Timah (II) atau stanno
Ca ²⁺	Kalsium	Pb ²⁺	Timbal (II)
Sr ²⁺	Stronsium	H ⁻	Hidrida
Ba ²⁺	Barium	N ³⁻	Nitrida
Al ³⁺	Alumunium	O ²⁻	Oksida
Cr ²⁺	Krom (I) atau kromo	S ²⁻	Sulfida
Cr ³⁺	Krom (II) atau kromi	F ⁻	fluorida
Fe ²⁺	Besi (II) atau ferro	Cl ⁻	Klorida
Fe ³⁺	Besi (III) atau ferri	Br ⁻	Bromida
Cu ⁺	Tembaga (I) atau kupro	I ⁻	Iodida

Senyawa – senyawa kovalen biner

Penamaan senyawa kovalen biner sama dengan penamaan pada senyawa ion. Contohnya pada senyawa HBr, penamaannya menjadi hidrogen bromida. Penamaan dituliskan dengan menuliskan kation terlebih dahulu, dan diikuti dengan nama anion dibelakangnya. Untuk unsur non logam yang memiliki lebih dari satu senyawa biner tunggal, maka perlu dibedakan penamaannya dengan melihat jumlah atom dalam molekulnya. Penamaannya menggunakan awalan:

mono = 1; di = 2; tri = 3; terta = 4; penta = 5; heksa = 6

Contoh :

CO = karbon monoksida

CO₂ = karbon dioksida

Tabel 6. Penamaan senyawa kovalen biner

Rumus Senyawa	Nama Senyawa
BCl ₃	Boron triklorida
CCl ₄	Karbon tetraklorida
NO	Nitrogen monoksida
NO ₂	Nitrogen dioksida
N ₂ O	Dinitrogen oksida
N ₂ O ₃	Dinitrogen trioksida
N ₂ O ₄	Dinitrogen tetraoksida
N ₂ O ₅	Dinitrogen pentaoksida
SF ₆	Sulfur heksafluorida

Asam – asam biner

Senyawa kovalen biner adalah zat yang mengandung hydrogen, yang pada keadaan tertentu akan menghasilkan ion H⁺. Asam – asam biner diberikan penamaan dengan menambahkan kata asam diikuti awalan “hidro” dan nama unsur non logam yang dimodifikasi dengan akhiran “at”. Beberapa contoh asam biner yaitu : asam hidroklorat, asam hidrobromat dan asam hidrosulfurat.

Tabel 7. Penamaan asam – asam biner

Rumus senyawa	Penamaan
HF	Asam hidrofluorat (asam fluorida)
HCl	Asam hidroklorat (asam klorida)
HBr	Asam hidrobromat (asam bromida)
HI	Asam hidriodat (asam iodida)

H ₂ S	Asam hidrosulfonat (asam sulfida)
------------------	--

Asam – asam okso

Asam okso adalah senyawa yang mengandung tiga unsur yang berbeda (senyawa terner), yaitu hydrogen, oksigen dan unsur non logam lain. Asam okso dapat diartikan sebagai gabungan ion – ion hydrogen (H⁺) dan oksoanion. Oksoanion adalah oksigen yang terikat dengan atom non logam lainnya.

Tabel 8. Penamaan beberapa asam okso

Rumus asam	Nama asam
HClO	Asam hipoklorit
HClO ₂	Asam klorit
HClO ₃	Asam klorat
HClO ₄	Asam perklorat
HNO ₂	Asam nitrit
HNO ₃	Asam nitrat
H ₂ SO ₃	Asam sulfit
H ₂ SO ₄	Asam sulfat

BAB III

IKATAN KIMIA

Mengapa ikatan kimia dapat terjadi ?

Ikatan kimia terbentuk karena unsur – unsur tidak selalu berada sebagai atom tunggal, melainkan cenderung bergabung dengan atom unsur sejenis atau berbeda lainnya. Penggabungan antara atom – atom tersebut dilakukan agar atom dapat mencapai kondisi yang stabil. Pada system periodic unsur, atom – atom yang terdapat dalam keadaan stabil yaitu atom pada golongan gas mulia. Gas mulia memiliki keadaan dimana atom memiliki 8 elektron valensi, kecuali helium (2 elektron valensi). Keadaan ini disebut keadaan yang stabil. Unsur – unsur selain golongan gas mulia akan berusaha menjadi stabil dengan cara memperoleh konfigurasi elektron seperti gas mulia melalui ikatan dengan atom lain.

Ikatan kimia memiliki dua aturan yaitu: Aturan oktet dan aturan duplet. Aturan oktet : keadaan dimana atom cenderung memiliki 8 elektron valensi seperti konfigurasi elektron gas mulia terdekatnya. Sedangkan aturan duplet berlaku untuk unsur dengan nomor atom kecil seperti hydrogen dan litium agar memiliki elektron valensi seperti helium.

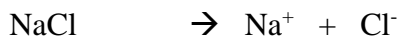
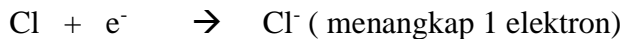
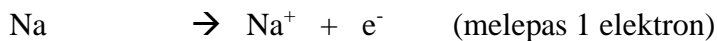
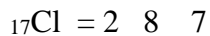
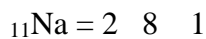
Pembentukan ikatan didasarkan pada teori LEWIS. Isi teori LEWIS yaitu:

1. Elektron pada kulit terluar berperan penting dalam pembentukan ikatan kimia
2. Pembentukan ikatan kimia terjadi karena adanya perpindahan satu atau lebih elektron dari satu atom ke atom yang lain. Hal ini mendorong terjadinya pembentukan ion positif dan negatif.
3. Pembentukan ikatan kimia dapat terjadi melalui pemakaian pasangan elektron Bersama diantara atom- atom.
4. Konfigurasi elektron yang akan dicapai merupakan konfigurasi gas mulia (8 elektron).

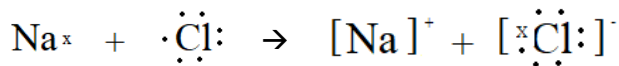
Ikatan Ion

Ikatan ion terjadi antara unsur logam dan nonlogam. Ikatan ion terjadi karena dua buah atom memiliki nilai keelektronegatifan yang besar. Ikatan ini terbentuk melalui serah terima elektron. Contoh senyawa yang memiliki ikatan ion : NaCl, MgBr₂, dan CaCl₂. Pada ikatan NaCl, atom Na memiliki kecenderungan untuk melepaskan 1 elektron. Sedangkan atom Cl cenderung untuk menerima 1 elektron. Ikatan yang terjadi antara NaCl dapat dilihat pada mekanisme berikut:

NaCl



Ikatan yang terjadi:



Lambang lewis

struktur lewis

Ciri – ciri ikatan ion yaitu :

1. Ikatan ion terbentuk karena adanya perpindahan electron antara atom logam dan nonlogam. Pada perpindahan ini, atom logam akan menjadi ion yang bermuatan positif (kation), sedangkan atom non logam akan menjadi ion yang bermuatan negatif (anion).
2. Atom non logam akan mendapatkan sejumlah electron yang cukup untuk menghasilkan anion yang konfigurasi elektronnya sama dengan konfigurasi electron gas mulia.
3. Kecuali pada keadaan gas, senyawa ion tidak tersusun dari pasangan ion sederhana atau sekelompok kecil ion.

4. Rumus senyawa ion adalah sekelompok terkecil ion – ion yang bermuatan listrik netral. Satuan rumus diperoleh bila struktur lewis dituliskan.

Ikatan kovalen

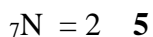
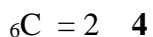
Ikatan kovalen terjadi karena adanya pemakaian bersama pasangan elektron (*sharing electron*) satu atau lebih pasangan elektron diantara dua atom. Ikatan ini terjadi antara unsur non logam dan non logam. Penggunaan pasangan elektron ditulis menurut aturan : Rumus LEWIS. Ikatan kovalen terjadi jika perbedaan nilai keelektronegativan, ΔEN antar unsur-unsurnya adalah nol atau sangat kecil.

Aturan penulisan LEWIS yaitu:

1. Susunan elektron \rightarrow tentukan atom pusatnya
2. Hitung jumlah total elektron valensi dari atom yang terlibat
3. Buatlah 1 ikatan atom pusat dan tetangganya
4. Lengkapi atom tetangga hingga mencapai keadaan oktet.
5. Elektron yang tersisa diletakkan di atom pusat
6. Atom pusat yang tidak atau belum oktet, maka dapat dibuat ikatannya menjadi rangkap 2 atau 3
7. Atom pusat dengan unsur yang berada di periode ketiga atau lebih, maka bisa lebih dari oktet.

Contoh senyawa yang memiliki ikatan kovalen yaitu: HCl, HCN, H₂SO₄, SO₂, CO₂, CH₄ dan H₂O.

Contoh struktur lewis dari HCN



Sehingga gambar struktur lewisnya menjadi :



Ikatan yang terbentuk :



Terdapat keterbatasan pada konsep ikatan kovalen. Pada beberapa senyawa yang memiliki ikatan kovalen, akan ditemukan fakta bahwa kita tidak dapat memperkirakan dengan pasti gambaran molekul secara tepat. Akan ditemukan dua atau lebih penggambaran ikatan berdasarkan struktur lewisnya. Hal ini disebut dengan resonansi. Resonansi merupakan istilah yang digunakan untuk menggambarkan dua atau lebih struktur lewis pada molekul tertentu. Struktur resonansi adalah salah satu dari dua atau lebih struktur lewis untuk satu molekul yang tidak dapat dinyatakan secara tepat dengan hanya menggunakan satu struktur lewis. Contoh molekul yang memiliki resonansi yaitu: CO_3 , O_3 , benzene dan SO_3 .

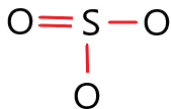
Contoh struktur resonansi dari SO_3 :

SO_3

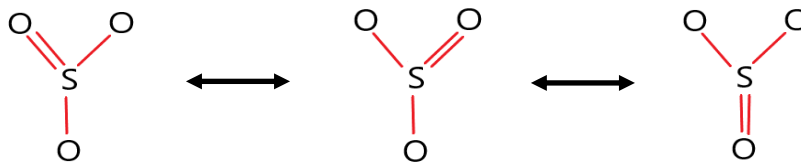
$${}_{16}\text{S} = 2 \quad 8 \quad \mathbf{6}$$

$${}_{8}\text{O} = 2 \quad \mathbf{6}$$

Gambar lewisnya secara teoritis :



Struktur resonansi SO_3 :



Ikatan kovalen tidak hanya terjadi pada molekul saja, namun senyawa ionic juga dapat digambarkan ikatan kovalennya. Penggambaran ikatan lewis pada senyawa ionic akan disesuaikan dengan jumlah kation atau anion yang dimiliki oleh senyawa tersebut. Berikut adalah contoh penggambaran senyawa ionic IF_4^- .

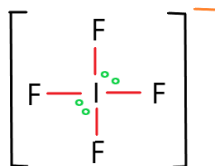


elektron valensi I = 7

elektron valensi F = 7

Dalam bentuk anion, maka jumlah total elektron dalam atom ditambah sejumlah muatannya. Sehingga, jumlah total elektron = $(7 \times 5) + 1 = 36$ elektron.

Gambar lewisnya menjadi :



Muatan Formal

Rumus lewis yang baik yaitu mengikuti aturan sebagai berikut:

1. Zero is the best (Jangan ada muatan formal dalam struktur lewis)
2. Jika terpaksa, maka muatan formal (-) itu untuk atom yang lebih elektronegatif.
3. Muatan formal yang sama muatannya (+ /-) tidak boleh berdekatan.

Muatan formal yaitu selisih antara jumlah elektron valensi dengan jumlah elektron yang dimiliki oleh atom dalam ikatan (asumsi elektron pada ikatan dibagi rata).

Rumus muatan formal :

$$\text{Jumlah elektron valensi} - \text{jumlah elektron dalam atom}$$

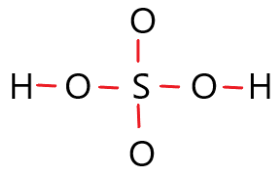
Gambaran struktur lewis H_2SO_4 :

$${}_1\text{H} = 1$$

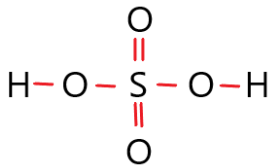
$${}_{16}\text{S} = 2 \quad 8 \quad 6$$

$${}_6\text{O} = 2 \quad 6$$

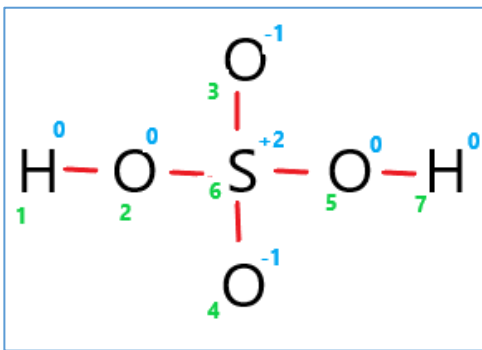
Rumus lewisnya menjadi :



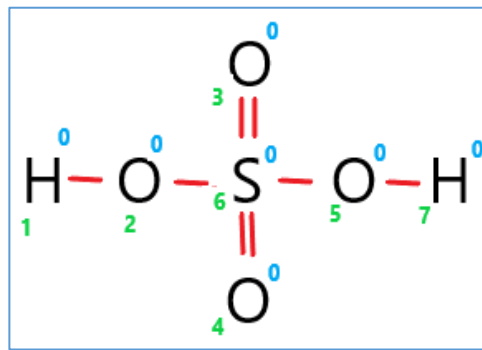
Namun, rumus lewis tersebut tidak tepat. Hal ini karena muatan formal pada struktur lewis tersebut >0 . Maka, berdasarkan aturan struktur lewis dan mempertimbangkan muatan formalnya, struktur lewis H_2SO_4 menjadi sebagai berikut:



Perbandingan muatan formal pada kedua struktur lewis tersebut adalah :



Kurang tepat



Paling tepat

BAB IV

KONSEP MOL DAN RUMUS KIMIA

Konsep mol dan rumus kimia merupakan bagian dari ruang lingkup stoikiometri kimia. Konsep mol sangat penting diketahui karena merupakan dasar dari ilmu kimia. Konsep mol akan berkaitan dengan perhitungan kimia secara kuantitatif, misalnya pH atau kadar senyawa. Konsep mol dapat berhubungan dengan jumlah partikel, molaritas dan massa zat.

1 mol adalah banyaknya zat yang jumlah partikelnya sama dengan jumlah atom yang terdapat dalam 12 gram C-12.

$$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ partikel, disebut Bilangan Avogadro.}$$

Hubungan mol dengan jumlah partikel :

$$\text{Jumlah partikel} = \text{jumlah mol} \times \text{Bil. Avogadro}$$

$$\text{Jumlah partikel} = n \times 6,02 \times 10^{23} \text{ (partikel/mol)}$$

Hubungan mol dengan massa zat :

$$\text{Mol} = \frac{\text{massa zat (gram)}}{\text{Mr zat (}\frac{\text{gram}}{\text{mol}}\text{)}}$$

Hubungan mol dengan konsentrasi :

$$\text{Mol} = \text{molaritas (M)} \times \text{volume (L)}$$

Apabila suatu zat memiliki volume dalam satuan ml, maka satuan molnya menjadi **milimol (mmol)**.

Contoh :

Berapa jumlah mol molekul karbon dioksida yang terdapat dalam 10 g karbon dioksida?

$$\text{Masa Molar (Mr) CO}_2 = 1 (\text{Ar C}) + 2 (\text{Ar O})$$

$$\text{Masa Molar CO}_2 = 1 (12,011) + 2 (15,9997)$$

$$\text{Masa Molar CO}_2 = 44,01 \text{ g/mol}$$

Jumlah mol CO₂ adalah :

$$\text{Mol CO}_2 = \frac{\text{massa}}{\text{Mr}} = \frac{10 \text{ gram}}{44,01 \text{ gram/mol}} = 0,2272 \text{ mol}$$

Hubungan mol dengan volume gas

Volume molar gas (V_m) = volume 1 mol gas (liter) atau volume gas yang dinyatakan dalam L/mol (diukur pada STP, suhu 0 °C dan tekanan 1 atm).

Pada suhu dan tekanan yang sama, setiap gas memiliki volume yang sama pula (Hipotesis Avogadro) sehingga :

Volume 1 mol setiap gas pada STP = 22,4 L

Jadi pada suhu dan tekanan yang sama, perbandingan volume gas = perbandingan jumlah molnya.

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2}$$

Hubungan mol dengan volume gas :

Volume gas = jumlah mol x volume molar gas

Volume = mol x 22,4 L

Berdasarkan persamaan gas ideal :

$$PV = nRT$$

P= tekanan gas (atm)

V= volume gas (liter)

n= jumlah mol gas

R= tetapan gas 0,082 L atm/mol K

T= suhu gas (K)

Rumus Kimia

Rumus kimia menyatakan komposisi molekul dan senyawa ionic dalam lambang – lambang kimia. Komposisi yaitu rasio – rasio dari atom – atom yang bergabung. Terdapat dua jenis rumus kimia, yaitu rumus molekul dan rumus empiris.

Rumus molekul menyatakan jenis dan jumlah atom tiap molekul. Rumus molekul menunjukkan jumlah eksak atom – atom dari setiap unsur di dalam unit terkecil suatu zat. Rumus molekul merupakan rumus sebenarnya dari suatu molekul. Contohnya : CH_3COOH , C_2H_6 , H_2O dan NaCl .

Rumus empiris menyatakan perbandingan jenis dan jumlah paling sederhana dari senyawa. Rumus empiris tidak harus selalu menunjukkan jumlah atom sebenarnya dari suatu molekul. Contohnya : CH_2O , CH_3 dan H_2O .

Asetilena C_2H_2 , and benzena C_6H_6 , memiliki rumus empiris yang sama, yaitu :

Asetilena C_2H_2

Benzena C_6H_6

Rumus empiris CH. Hal ini terjadi karena perbandingan paling sederhana atom C dan atom H pada kedua senyawa tersebut adalah sama, 1 : 1.

Tabel 9. Perbedaan rumus molekul dan rumus empiris

Rumus Molekul	Rumus Empirik	Faktor Perkalian
C_2H_6	CH_3	2
H_2O_2	HO	2
C_6H_6	CH	6
S_8	S	8
$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	1

Cara mencari rumus empiris dalam suatu reaksi kimia adalah sebagai berikut:

1. Persen unsur dapat dianggap sebagai massa unsur dalam senyawa.
2. Carilah mol masing-masing unsur

3. Tuliskan rumus sementara berdasarkan jumlah mol
4. Ubah bilangan yang diperoleh menjadi bilangan bulat yang kecil dan sederhana

$$\text{Rumus Empiris} \times n = \text{Rumus Senyawa}$$

Contoh.

Asam Askorbat (Vitamin-C) terdiri dari 40,92 % C, 4,58 % H dan 54,50 % O (persen berat). Hasil analisa berat molekul vitamin C adalah 176 amu. Apa rumus empirik dan rumus molekul vitamin C tersebut?

Jawab.

Jika diumpamakan berat vitamin C adalah 100 g maka dalam vitamin C terdapat, atom

$$\text{C} = 40,92 \% \times 100 \text{ g} = 40,9$$

$$\text{atom H} = 4,58 \% \times 100 \text{ g} = 4,58 \text{ g}$$

$$\text{atom O} = 54,50 \% \times 100 \text{ g} = 54,50 \text{ g}$$

Sehingga jumlah mol masing-masing unsur adalah:

$$\text{atom C} = 40,92 \text{ g} \times (1 \text{ mol}/12,011 \text{ g}) = 3,407 \text{ mol C}$$

$$\text{Mol C} = \frac{40,92 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 3,407 \text{ mol}$$

$$\text{atom H} = 4,58 \text{ g} \times (1 \text{ mol}/1,008 \text{ g}) = 4,544 \text{ mol H}$$

$$\text{atom O} = 54,50 \text{ g} \times (1 \text{ mol}/15,9997 \text{ g}) = 3,406 \text{ mol O}$$

Berdasarkan jumlah mol masing-masing unsur, maka didapat rumus empirik seperti,



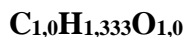
Kemudian rumus empirik tersebut disederhanakan dengan cara membagi angka-angka tersebut dengan angka yang terkecil (yaitu, 3,406) dan didapat.

$$\text{C} = 3,407 \text{ mol} : 3,406 \text{ mol} = 1,0$$

$$\text{H} = 4,544 \text{ mol} : 3,406 \text{ mol} = 1,333$$

$$\text{O} = 3,406 \text{ mol} : 3,406 \text{ mol} = 1,0$$

Sehingga didapat rumus empiris,



Namun karena rumus empirik tidak boleh terdapat bilangan pecahan, maka angka tersebut harus dijadikan bilangan bulat dengan mengkalikannya dengan angka 3. Sehingga rumus empirik vitamin C tersebut menjadi, **C₃H₄O₃**.

BAB V

PERSAMAAN KIMIA DAN HASIL REAKSI

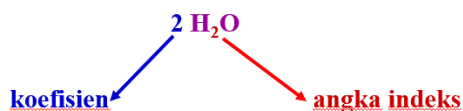
Reaksi kimia adalah proses dimana zat atau senyawa diubah menjadi satu atau lebih senyawa baru. Standar yang digunakan untuk menggambarkan suatu reaksi adalah persamaan kimia. Persamaan kimia menggunakan lambang kimia untuk menunjukkan apa yang terjadi saat reaksi kimia berlangsung.

Contoh persamaan reaksi kimia yaitu:



Dalam persamaan reaksi kimia, terdapat istilah koefisien dan angka indeks.

Perhatikan penjelasan berikut:



Persamaan reaksi diatas merupakan reaksi yang sudah setara. Artinya, jumlah masing – masing atom pada reaktan dan produknya adalah sama. Apabila terdapat reaksi kimia yang belum setara, maka kita dapat melakukan penyetaraan reaksi. Langkah penyetaraan reaksi adalah sebagai berikut:

1. Tetapkan koefisien salah satu zat (biasanya yang paling kompleks), sama dengan 1, dan zat lain dengan abjad.
2. Setarakan lebih dahulu unsur yang berkaitan langsung dengan zat yang diberi koefisien 1.
3. Setarakan unsur lain. Biasanya unsur O disetarakan paling akhir.

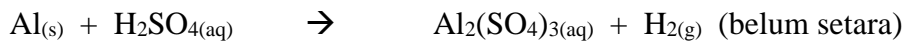
Contoh reaksi kimia yang belum setara :



Langkah penyetaraannya adalah sebagai berikut:

Langkah 1: hitung jumlah masing – masing atom pada reaktan dan produk untuk mengetahui apakah reaksi sudah setara atau belum. Jika reaksi belum setara, ikuti

Langkah 2.



Langkah 2:

Setarakan jumlah SO_4 di sebelah kiri dengan mengkalikan H_2SO_4 sebanyak 3 kali.

Atom Al disebelah kiri dikalikan dua.

Molekul H_2 disebelah kanan dikalikan 3.

Reaksi akhir menjadi:



Contoh penyetaraan reaksi yang lain adalah sebagai berikut:

Gas metana (CH_4) dengan gas oksigen (O_2) membentuk gas karbondioksida (CO_2) dan uap air (H_2O). Reaksinya adalah sebagai berikut:



1. Tetapkan koefisien $\text{CH}_4 = 1$, yang lain dengan abjad.



2. buat data jenis unsur dan banyak unsur, lalu setarakan (kiri=kanan)

<u>jenis</u>	<u>kiri</u>	<u>kanan</u>
C	1	b
H	4	2c
O	2a	2b + c

3. Setarakan reaksinya :

$$\begin{array}{l} b = 1 \\ 2c = 4 \\ c = 2 \\ 2a = 2b + c \\ 2a = 2 \cdot 1 + 2 \\ a = 2 \end{array}$$

Maka,



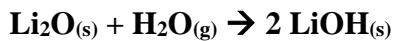
Reaksi Pembatas

Pada reaksi yang sempurna umumnya seluruh pereaksi akan habis bereaksi tanpa sisa dan semuanya berubah menjadi produk. Namun ada beberapa reaksi yang

menggunakan salah satu pereaksi berlebih. Sehingga pada akhir reaksi akan dihasilkan suatu produk yang bercampur dengan salah satu pereaksi yang sisa. Reaksi ini disebut “Reaksi Pembatas” atau “Limiting Reagent”. Reaksi atau produk yang terbentuk ditentukan oleh pereaksi yang berjumlah sedikit.

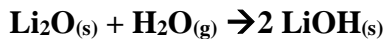
Contoh :

Untuk menghilangkan uap air di dalam pesawat ulang-alik, maka digunakan Li_2O untuk menyerap uap air tersebut.



Jika untuk menghilangkan H_2O sebanyak 9 mL, digunakan Li_2O sebanyak 57,35 gram, maka LiOH yang terbentuk adalah?

Jawab:



Jumlah uap air = 9 mL x 1,0 g/mL = 9 gram

Jumlah mol H_2O = 9 g : 18 g/mol = 0,5 mol

Jumlah mol Li_2O = 57,35 g : 22,94 g/mol = 2,5 mol

Dari persamaan reaksi diketahui bahwa :

1 mol Li_2O bereaksi dengan 1 mol H_2O membentuk 2 mol LiOH

Jika seluruh Li_2O (2,5 mol) yang disediakan habis semuanya bereaksi dengan H_2O , maka H_2O yang dibutuhkan juga sebesar 2,5 mol. Namun H_2O yang tersedia hanya 0,5 mol (tidak cukup). Untuk itu tidak mungkin Li_2O habis semuanya bereaksi.

Kemungkinan terbesar H_2O (0,5 mol) yang habis bereaksi semuanya. Karena jika H_2O yang habis bereaksi, maka jumlah Li_2O yang dibutuhkan, tersedia dalam jumlah yang cukup banyak (2,5 mol). Jumlah Li_2O yang bereaksi adalah sebesar 0,5 mol.

Sisa Li_2O adalah ; 2,5 mol – 0,5 mol = 2,0 mol

Jumlah LiOH yang terbentuk adalah, (1 mol Li_2O bereaksi dengan 1 mol H_2O membentuk 2 mol LiOH = 2 x 0,5 mol = 1,0 mol

Massa LiOH yang terbentuk = 1,0 mol x 23,94 g/mol = 23,94 gram

Persen Hasil (persen yield)

Hasil (produk) dari suatu reaksi kimia, dapat dihitung secara teoritis. Namun terkadang reaksi kimia tersebut tidak menghasilkan jumlah produk seperti yang diharapkan. Untuk itu perlu dihitung persentase produk yang dihasilkan dari reaksi kimia tersebut. Perhitungan tersebut dinamakan “Persen Hasil”.

$$\text{Persen Hasil} = \frac{\text{Hasil Sebenarnya}}{\text{Hasil Teoritis}} \times 100 \%$$

Contoh perhitungan persen hasil :

Dari reaksi 6,02 g etana dengan khlorin, dihasilkan etil-khlorida sebanyak 8,2 g.

Hitung persen hasil etil khlorida ?

Jawab:



Jumlah $\text{C}_2\text{H}_6 = 6,02 \text{ g} = 6,02 \text{ g} : 30,1 \text{ g/mol} = 0,2 \text{ mol}$

Sesuai persamaan reaksi 1 mol C_2H_6 akan menghasilkan 1 mol $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$

Jika C_2H_6 yang bereaksi adalah sebesar 0,2 mol, maka $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ yang dihasilkan juga sebesar 0,2 mol.

Hasil $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ secara teoritis = $0,2 \text{ mol} \times 64,5 \text{ g/mol} = 12,9 \text{ g}$

Persen Hasil = $8,2 \text{ g} / 12,9 \text{ g} \times 100 \% = 63,57 \%$

DAFTAR PUSTAKA

- Chang, R. 2004. Kimia Dasar Konsep – Konsep Inti Edisi Ketiga Jilid 1. Erlangga. Jakarta.
- Petrucci, Ralph H. 1987. Kimia Dasar (Prinsip dan Terapan Modern Edisi Keempat Jilid 1. Erlangga. Jakarta.
- Rosenberg, Jerome L. 1996. Teori dan Soal – soal Kimia Dasar Edisi Keenam. Erlangga. Jakarta.