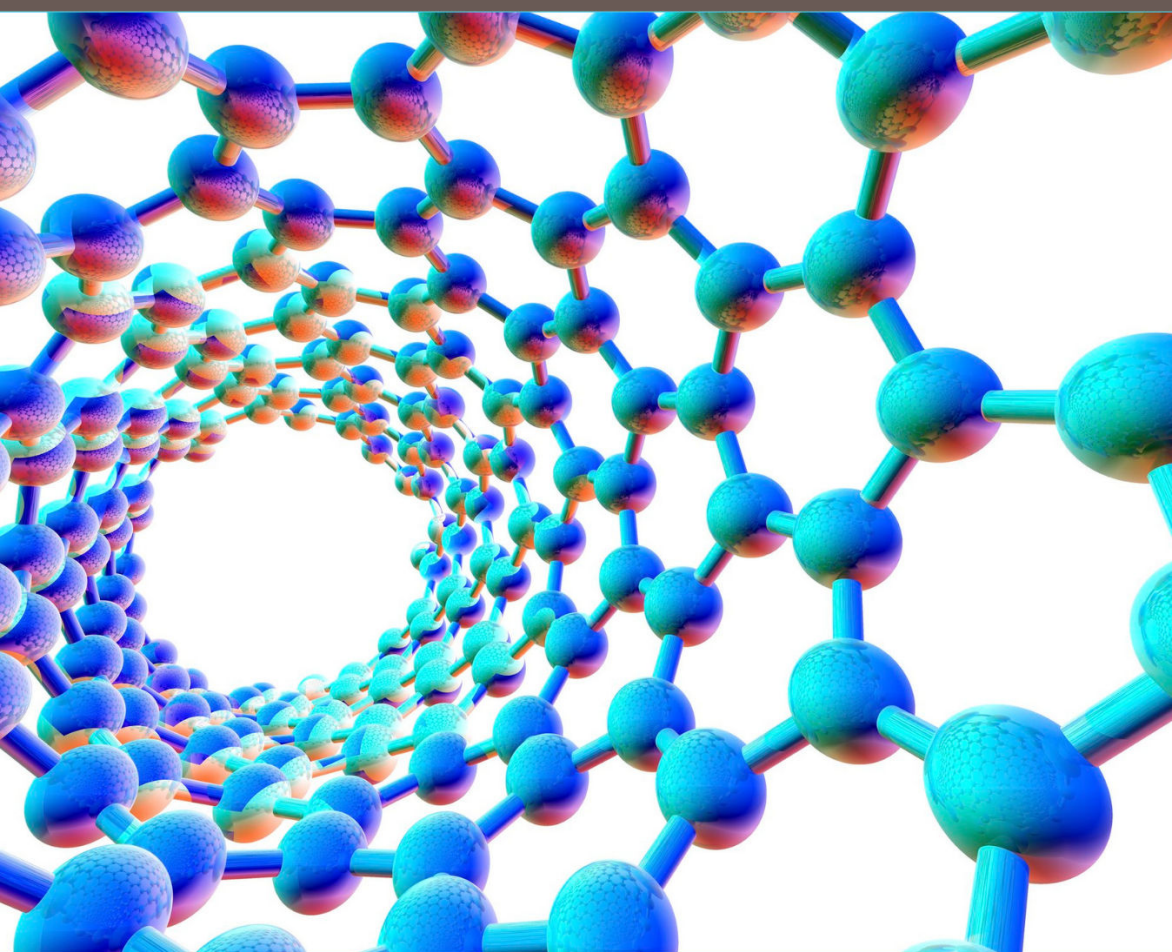


ATOM DAN SENYAWA KIMIA



Penulis:

**Bulkis Musa, Nur Yusaerah, Waode Rustiah,
Muawanah, Tuti Suprianti, Nur Aeni, Rahmawati,
Nuramaniyah Taufiq**

ISBN 978-623-198-466-1



9

786231

984661

ATOM DAN SENYAWA KIMIA

Bulkis Musa
Nur Yusaerah
Waode Rustiah
Muawanah
Tuti Suprianti
Nur Aeni
Rahmawati
Nuramaniyah Taufiq



PT. GLOBAL EKSEKUTIF TEKNOLOGI

ATOM DAN SENYAWA KIMIA

Penulis :

Bulkis Musa

Nur Yusaerah

Waode Rustiah

Muawanah

Tuti Suprianti

Nur Aeni

Rahmawati

Nuramaniyah Taufiq

ISBN : 978-623-198-466-1

Editor : Apt. Wafi Nisrin Ramadhani, S.Farm

Penyunting : Salsabila Syafni Aulia, Amd. Kes

Desain Sampul dan Tata Letak : Salsabila Syafni Aulia, S.Ked

Penerbit : PT. GLOBAL EKSEKUTIF TEKNOLOGI
Anggota IKAPI No. 033/SBA/2022

Redaksi :

Jl. Pasir Sebelah No. 30 RT 002 RW 001

Kelurahan Pasie Nan Tigo Kecamatan Koto Tengah

Padang Sumatera Barat

Website : www.globaleksekutifteknologi.co.id

Email : globaleksekutifteknologi@gmail.com

Cetakan pertama, Juli 2023

Hak cipta dilindungi undang-undang

Dilarang memperbanyak karya tulis ini dalam bentuk
dan dengan cara apapun tanpa izin tertulis dari penerbit.

KATA PENGANTAR

Segala puji dan syukur atas kehadiran Allah SWT dalam segala kesempatan. Sholawat beriring salam dan doa kita sampaikan kepada Nabi Muhammad SAW. Alhamdulillah atas Rahmat dan Karunia-Nya penulis telah menyelesaikan buku atom dan senyawa kimia.

Buku ini membahas tentang teori atom, elektron, inti atom, unsur-unsur kimia, massa molekul, komposisi senyawa kimia, rumus empiris dan rumus molekul, dan penamaan senyawa kimia dan penamaan sistematis senyawa anorganik.

Proses penulisan buku ini berhasil diselesaikan atas kerjasama tim penulis. Demi kualitas yang lebih baik dan kepuasan para pembaca, saran dan masukan yang membangun dari pembaca sangat kami harapkan.

Penulis ucapkan terima kasih kepada semua pihak yang telah mendukung dalam penyelesaian buku ini. Terutama pihak yang telah membantu terbitnya buku ini dan telah mempercayakan, mendorong, dan menginisiasi terbitnya buku ini. Semoga buku ini dapat bermanfaat bagi masyarakat Indonesia.

Penulis, Juli 2023

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR.....	i
BAB I TEORI ATOM	
1.1 Pendahuluan.....	1
1.2 Teori Atom Dalton.....	2
1.3 Teori Atom Thomson.....	4
1.4 Teori Atom Rutherford.....	7
1.5 Teori Atom Bohr.....	10
1.6 Teori Atom Mekanika Kuantum	11
Daftar Pustaka.....	15
BAB II ELEKTRON	
2.1 Pendahuluan.....	17
2.2 Pengertian Elektron.....	18
2.3 Penemuan Elektron	19
2.4 Sifat-sifat Elektron.....	22
2.5 Interaksi Elektron.....	23
2.6 Peran Elektron dalam Kehidupan Sehari-hari.....	25
Daftar Pustaka.....	26
BAB III INTI ATOM	
3.1 Pendahuluan.....	29
3.2 Konsep Dasar Atom.....	30
3.3 Penemuan Inti Atom.....	30
3.4 Inti Atom.....	32
3.5 Massa Atom.....	34
3.6 Sifat-sifat Inti Atom.....	35
Daftar Pustaka.....	41
BAB IV UNSUR-UNSUR KIMIA	
4.1 Pendahuluan	43
4.2 Kelimpahan dan Distribusi Unsur	44
4.3 Klasifikasi Unsur	47
4.4 Unsur-unsur Logam Golongan Utama.....	51
4.5 Unsur-unsur Non Logam Golongan Utama	52
4.6 Unsur-unsur Logam Transisi	53
4.7 Unsur-unsur Gas Mulia.....	53
4.8 Sifat Periodik Unsur	53
Daftar Pustaka.....	56

BAB V MASSA MOLEKUL

5.1 Molekul	57
5.2 Massa Molekul Relatif (Mr)	58
5.3 Massa Rumus Relatif	61
5.4 Massa Molar (Mm)	62
5.5 Spektrometer Massa	65
Daftar Pustaka	68

BAB VI KOMPOSISI SENYAWA KIMIA

6.1 Senyawa Kimia	69
6.2 Rumus Molekul dan Rumus Empiris	73
6.3 Komposisi Senyawa Kimia	76
Daftar Pustaka	82

BAB VII RUMUS EMPIRIS DAN RUMUS MOLEKUL

7.1 Pendahuluan	83
7.2 Komposisi Kimia	85
7.3 Rumus Empiris	86
7.4 Rumus Molekul	90
7.5 Persamaan Reaksi	93
7.6 Perhitungan Kimia	96
Daftar Pustaka	100

BAB VIII PENAMAAN SENYAWA KIMIA DAN PENAMAAN SISTEMATIS SENYAWA ANORGANIK

8.1 Pendahuluan	101
8.2 Tata Nama Senyawa	101
8.3 Senyawa Anorganik	103
8.4 Tata Nama Senyawa Biner	103
8.5 Tata Nama Senyawa Poliatomik	106
8.6 Tata Nama Senyawa Asam dan Basa	108
Daftar Pustaka	114

BIODATA PENULIS

BAB I

TEORI ATOM

Oleh Bulkis Musa

1.1 Pendahuluan

Perkembangan teori atom telah mengalami kemajuan yang signifikan sejak pertama kali John Dalton mengungkapkan teori atom pada tahun 1803. Sebagian besar pengetahuan tersebut berasal dari hasil beberapa eksperimen dengan tujuan untuk mengungkap detail struktur internal atom.

Sebagai bagian atau partikel terkecil, atom tidak dapat lagi dipotong atau direduksi. Atom terdiri dari beberapa partikel, dan dikenal sebagai istilah subatomik. Ini menunjukkan betapa kecil ukuran atom pada permukaan suatu benda apa pun. Menjadi hal yang sulit dalam menentukan ukuran atom. Hal ini dikarenakan pada suatu benda terdapat jutaan atom.

Atom kemudian juga disebut memiliki struktur dasar yang dapat disebut dengan sebutan atom elektron dan awan elektron. Inti atom terdiri dari proton bermuatan positif, dan elektron yang mengelilinginya bermuatan netral. Elektron dalam suatu atom terikat atau melekat pada suatu inti dengan gaya elektromagnetik.

Sekelompok atom bergabung satu sama lain dan membentuk molekul. Kumpulan atom dapat dibentuk dari atom-atom yang bermuatan sama, sehingga bersifat netral. Jika atom tersebut membentuk ikatan dengan suatu atom lain yang memiliki muatan berbeda, maka terbentuklah ion.

Sejumlah proton dan neutron yang terikat dalam atom akan dapat menentukan jenis atom. Total proton dalam sebuah atom akan dapat menentukan unsur kimia penyusunnya, sedangkan total neutron akan dapat menentukan isotop unsur penyusun atom tersebut. Oleh karena itu, melalui penjelasan di atas tentunya telah diketahui bahwa kata atom berasal dari bahasa Yunani yang berarti

komponen terkecil yang tidak dapat dipisahkan lagi. Konsep atom pertama kali dikemukakan oleh seorang filsuf yang berasal dari India dan Yunani. Konsep tersebut kemudian terus berkembang sampai abad 17-18.

Pada abad itu, semakin bertambah ahli kimia yang menemukan banyak zat dengan komponen yang sangat kecil sehingga tidak dapat dipecah atau dipisahkan lagi menggunakan metode kimia. Pada akhir abad ke-19 dan awal abad ke-20, gagasan tentang atom sebagai partikel terkecil, tak terpisahkan, berubah lagi karena fisikawan pada saat itu berhasil menemukan bahan penyusun struktur atom. Artinya, atom memiliki subatom di dalamnya. Jadi atom tidak lagi sebagai partikel kecil yang tidak dapat dibagi-bagi.

1.2 Teori Atom Dalton

Teori atom modern pertama kali di ungkapkan pada tahun 1803 oleh seorang ahli kimia Jhon Dalton yang meletakkan konsep dasar bahwa semua elemen disusun dari atom. Sebelumnya atom dikenal sebagai bagian yang terkecil dari suatu unsur yang mempertahankan identitas dari unsur tersebut. Atom tunggal memiliki ukuran yang sangat kecil. Ukuran atom terbesar diperkirakan hanya memiliki diameter sebesar $5,4 \times 10^{-10}\text{m}$. Dengan ukuran sebesar itu diperkirakan akan dibutuhkan sebanyak 18 Juta atom berjejer untuk sampai sepanjang 1 cm.

Teori atom John Dalton dianggap sebagai teori atom modern karena konsep tentang atom sebelumnya sudah sangat lama. Konsep atom pertama kali di sampaikan oleh ahli filsuf berkebangsaan Yunani Leucippus dan Democritus pada abad ke lima sebelum masehi. Kata atom bersumber dari bahasa Yunani "*atomos*" yang memiliki arti tidak dapat dipisahkan atau tidak dapat dibagi-bagi lagi. Dalton mempunyai sesuatu yang tidak dimiliki oleh filsuf Yunani sebelumnya yaitu pengalaman eksperimen seperti rumus kimia sederhana dan sifat gas.

Bagaimanapun 150 tahun sebelum Dalton telah berkembang metode sains modern yang banyak dilakukan oleh para filsuf untuk mempelajari alam. Sehingga ketika Dalton mengajukan teori atom modern, ia banyak mengajukan teori fundamental berdasarkan pengamatan mengenai alam semesta, bukan hanya berdasarkan pada diskusi pada ranah filosofi.

Untuk menggambarkan mengenai atom, Dalton mengajukan 6 postulat yaitu:

- a. Semua materi terdiri dari suatu partikel yang tidak dapat dibagi-bagi lagi yang disebut dengan atom.
- b. Atom dari unsur yang sama memiliki bentuk dan massa yang sama tetapi berbeda dengan atom dari unsur lainnya.
- c. Atom tidak dapat diciptakan dan dimusnahkan.
- d. Atom dari unsur yang berbeda dapat bergabung satu sama lain dengan perbandingan bilangan bulat yang tetap dan sederhana untuk membentuk senyawa campuran atom.
- e. Atom dari unsur yang sama dapat bergabung dalam lebih satu perbandingan untuk membentuk lebih dari satu senyawa yang berbeda.
- f. Atom merupakan bagian terkecil dari suatu materi yang dapat mengambil bagian dari suatu reaksi kimia.

Berdasarkan kemajuan ilmu pengetahuan dibidang kimia saat ini, teori atom Dalton memiliki beberapa kelemahan yaitu:

- a. Postulat pertama yang menyatakan bahwa atom tidak dapat dibagi lagi adalah pernyataan yang salah. Sebuah atom masih dapat dibagi lagi menjadi elektron, neutron dan proton. Atom merupakan bagian terkecil dari suatu partikel yang dapat mengambil bagian dari suatu reaksi kimia.
- b. Menurut teori Dalton, atom-atom berasal dari unsur yang sama adalah serupa dalam segala hal. Namun atom bersala dari unsur yang sama nyatanya masih mempunyai perbedaan dalam hal massa dan kerapatannya. Suatu atom yang memiliki perbedaan massa disebut dengan isotop. sebagai contoh unsur klorin memiliki 2 isotop dengan nomor massa 35 dan 37.
- c. Dalton juga memberikan pernyataan bahwa atom berasal

dari unsur yang berbeda memiliki perbedaan dalam segala hal. Namun ini juga terbukti tidak benar atau salah dalam beberapa kasus. Sebagai contoh atom kalsium dan argon dan masing-masing memiliki massa atom yang sama yaitu sebesar 40 amu.

- d. Berdasarkan postulat Dalton, atom yang berasal dari unsur yang berbeda dapat bergabung dengan perbandingan bilangan bulat sederhana untuk membentuk suatu senyawa. Namun ini belum berlaku untuk senyawa organik kompleks seperti gula ($C_{12}H_{22}O_{11}$).
- e. Selanjutnya teori atom Dalton gagal dalam menjelaskan keberadaan unsur alotrop (berbagai bentuk unsur murni), dimana tidak memperhitungkan perbedaan sifat dari arang, grafit dan intan.



(a)



(b)

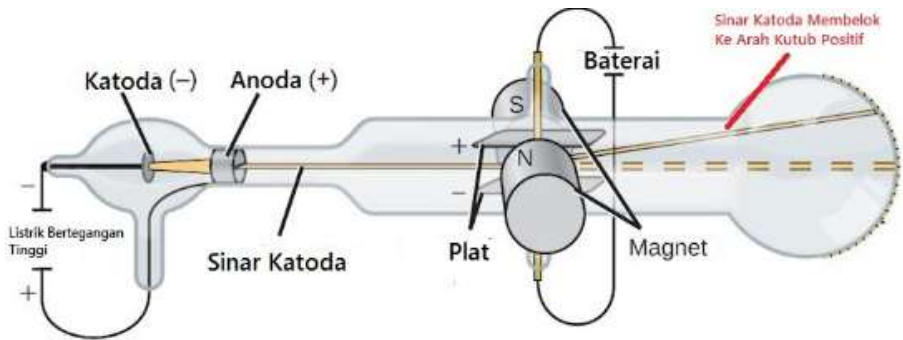
Gambar 1. (a) Dalton, (b) Model Atom Dalton

1.3 Teori Atom Thomson

Jika suatu materi tersusun dari atom, maka atom tersusun dari apa? Apakah atom memang merupakan partikel terkecil atau ada yang lebih kecil? Pada akhir 1980-an, beberapa ilmuwan yang tertarik dengan masalah ini mulai mempelajari pelepasan sinar listrik yang dihasilkan oleh tabung bertekanan rendah, terutama penemuan fisikawan Inggris J.J. Thomson yang menggunakan tabung sinar katoda.



(a)



(b)

Gambar 2. (a) J.J. Thomson, (b) Sinar katoda yang dibelokkan oleh medan magnet dan listrik memungkinkan Thomson mengukur rasio muatan terhadap massa penyusun sinar katoda.

J.J. Thomson menggunakan tabung bertekanan rendah tertutup yang berisi dua elektroda logam. Ketika tegangan tinggi diterapkan melintasi elektroda, sinar tampak yang disebut sinar katoda tampak melewati anoda. Ketika sinar katoda diis, sinar dibiaskan ke arah muatan positif dan menjauhi muatan negatif. Peristiwa ini berlaku untuk logam berbeda yang telah diperlakukan secara identik. Melalui eksperimen serupa, sinar katoda juga dibelokkan oleh medan magnet. Dengan mengukur tingkat defleksi dan kekuatan medan magnet, Thomson dapat menghitung rasio

muatan terhadap massa partikel sinar katoda. Berdasarkan pengukuran tersebut, terlihat bahwa partikel-partikel ini jauh lebih ringan daripada atom.

Dari pengamatannya, J.J. Thomson menyimpulkan bahwa:

- a. partikel tertarik ke muatan positif dan ditolak oleh muatan negatif, oleh karena itu partikel ini harus bermuatan negatif.
- b. partikel lebih ringan dari atom dan tidak dapat dibedakan terlepas dari bahan sumbernya, sehingga harus menjadi konstituen dasar dari semua atom.

Meskipun kontroversial pada saat itu, temuan Thomson secara bertahap diterima bahwa partikel sinar katoda adalah apa yang kita sebut elektron, partikel subatomik bermuatan negatif yang seribu kali lebih kecil dari massa atom. Kata elektron pertama kali diciptakan pada tahun 1891 oleh fisikawan Irlandia George Stoney dari kata "ion listrik".

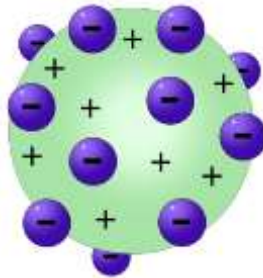
Pada tahun 1909, fisikawan Amerika Robert A. Millikan melakukan percobaan untuk mengungkapkan lebih banyak tentang elektron. Milikan melakukan percobaan dengan menggunakan sinar-X untuk membuat tetesan minyak kecil yang bisa diisi. Tetesan minyak ini awalnya akan jatuh karena gravitasi. Namun proses turunnya tetesan minyak dapat diperlambat atau bahkan dibalik oleh medan listrik yang lebih rendah di perangkat. Dengan menyesuaikan kekuatan medan listrik, mengukur dan membuat perhitungan yang tepat dengan hati-hati, Milikan dapat menentukan besarnya muatan yang dibawa oleh setiap tetes minyak.

Berdasarkan data yang dikumpulkan oleh Milikan, dapat diketahui bahwa besaran muatan tetesan minyak selalu kelipatan dari muatan sebesar $1,6 \times 10^{-19}$ C. Milikan menyimpulkan bahwa nilai tersebut merupakan muatan dasar dari satu elektron dengan kelipatannya merupakan muatan yang terdeteksi dari kelebihan satu elektron. Satu elektro ($1 \times 1,6 \times 10^{-19}$ C), dua elektro ($2 \times 1,6 \times 10^{-19}$ C), tiga elektro ($3 \times 1,6 \times 10^{-19}$ C) dan seterusnya. Dengan adanya data muatan elektron oleh Milikan dan rasio muatan

terhadap massa oleh Thomson ($1,759 \times 10^{11} \text{ C/kg}$) maka massa dari elektron dapat dihitung sebagai berikut:

$$\text{massa elektron} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C} \times \frac{1 \text{ kg}}{1,759 \times 10^{11} \text{ C/kg}} = 9,107 \times 10^{-31} \text{ kg}$$

Para ilmuwan pada saat itu menentukan bahwa atom tidak dapat dibagi, seperti yang diyakini Dalton. Namun berkat karya J.J. Thomson, Milikan, dan lainnya, partikel subatomik negatif (elektron) dapat diketahui, meskipun bagian atom bermuatan positif lainnya tidak diketahui secara luas. Pada tahun 1904, J.J. Thomson memberikan usulan model atom seperti roti kismis yang menggambarkan atom bermuatan positif dan muatan negatif dalam jumlah yang sama dalam bentuk elektron.



Gambar 3. Model Atom J.J. Thomson

1.4 Teori Atom Rutherford

Perkembangan teori atom berikutnya berasal dari Ernest Rutherford seorang fisikawan dari Selandia Baru yang banyak tinggal di Kanada dan Inggris. Rutherford melakukan serangkaian eksperimen dengan menggunakan sinar partikel α (alfa) berkecepatan tinggi bermuatan positif yang dihasilkan dari peluruhan radioaktif radium. Partikel α terdiri dari dua proton dan dua neutron. Rutherford dengan koleganya Hans Geiger dan Ernest Marsden menembakkan seberkas sinar alfa dengan menggunakan alat yang dilapisi timah tebal untuk

menahan radiasi pada sebuah lempengan emas yang sangat tipis dan menangkap hamburan yang dihasilkan dengan layar yang dapat berpendar sebentar ketika terkena partikel α .

Dari hasil eksperimen tersebut didapatkan data bahwa sebagian besar yang berasal dari partikel α dapat melewati lempengan emas tanpa dibelokkan sama sekali, beberapa dibelokkan sedikit dan terdapat sebagian kecil yang dipantulkan kembali mendekati arah sumber partikel α . Rutherford menggambarkan bahwa penemuan tersebut adalah sesuatu yang sangat luar biasa dalam hidupnya.

Berdasarkan percobaan tersebut kemudian Rutherford menyimpulkan bahwa karena sebagian besar dari partikel α diteruskan tanpa dibelokkan maka pasti partikel α tersebut bergerak melewati ruang kosong didalam atom. Partikel α bermuatan positif, jadi pembelokkan partikel α dikarenakan partikel tersebut mendekati atau bersinggungan dengan benda bermuatan positif lainnya. Sedangkan partikel α yang dipantulkan dikarenakan telah menabrak benda lain yang memiliki muatan positif yang sangat terkonsentrasi. Karena proses defleksi (proses partikel α di belokkan atau dipantulkan) terjadi hanya sebagian kecil maka muatan positif pada atom hanya menempati sedikit ruang pada lempengan emas. Selanjutnya Rutherford menarik dua kesimpulan yaitu:

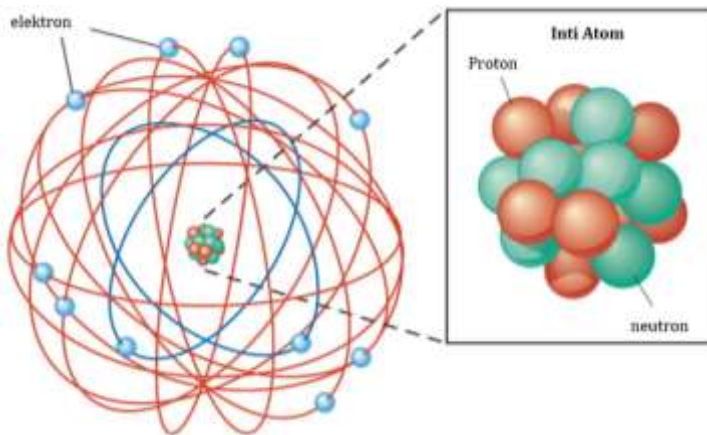
- a. Volume yang ditempati oleh atom harus terdiri dari sejumlah besar ruang kosong
- b. Sebuah benda kecil yang relatif padat, bermuatan positif yang selanjutnya disebut dengan inti harus berada pada pusat dari pada atom.

Analisa tersebut mengarahkan Rutherford untuk mengusulkan sebuah model atom dimana atom tersebut terdiri dari sebuah inti yang berukuran sangat kecil yang bermuatan positif dimana sebagian besar massa atom terkonsentrasi dan dikelilingi oleh elektron yang bermuatan negatif sehingga atom tersebut netral secara listrik.

Setelah melakukan banyak eksperimen, Rutherford juga menemukan bahwa inti dari unsur-unsur lain mengandung inti hidrogen sebagai sebuah blok bangunan. Rutherford menamakan partikel ini dengan sebutan proton yang merupakan partikel sub atom bermuatan positif yang ditemukan didalam inti. Selanjutnya Rutherford mengajukan sebuah model atom dimana Rutherford menggambarkan atom sebagai inti kecil, yang bermuatan positif, padat yang disebut dengan nukleus dimana massa atom terkonsentrasi disana yang dikelilingi dengan konstituen menyerupai cahaya bermuatan negatif yang disebut dengan elektron yang berada pada jarak tertentu seperti beredarnya planet mengelilingi matahari.



(a)



(b)

Gambar 4. (a) Rutherford, (b) Model Atom Rutherford, sebuah inti padat bermuatan positif yang dikelilingi dengan elektron negatif

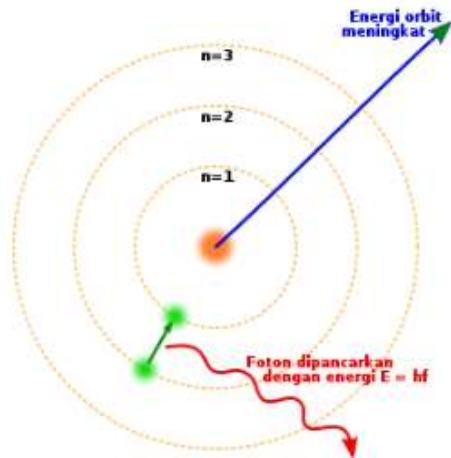
1.5 Teori Atom Bohr

Teori atom berikutnya dikemukakan oleh seorang ahli fisika berkebangsaan Denmark, Niels Bohr (1885-1962) yang mengajukan model atom baru pada tahun 1915. Berdasarkan penemuan spektrum emisi hidrogen dan efek foto listrik. Bohr menyatakan bahwa elektron tidak dapat memancarkan energi pada saat mengelilingi inti atom, namun berada dalam kondisi energi tetap yang disebut sebagai keadaan stasioner. Ini menyatakan bahwa elektron memiliki jarak yang tetap dari inti atom. Hal tersebut didasarkan pada emisi spektrum hidrogen.

Bohr menerangkan bahwa elektron dapat berpindah orbit apabila mendapatkan energi dan akan kembali ke orbital asal dengan memancar sejumlah energi yang berkesesuaian dengan kuantum cahaya yang dikenal dengan foton. Hal tersebut pada akhirnya menjadi dasar dari teori kuantum.



(a)



(b)

Gambar 5. (a) Neils Bohr, (b) Model Atom Bohr

Berdasarkan model atom Bohr yang sering disebut dengan model planet, elektron mengelilingi inti atom dalam jalur tertentu yang dikenal dengan orbit. Saat elektron berada pada salah satu orbital tersebut, maka energi akan tetap. Keadaan dasar pada atom hidrogen, dimana energinya paling rendah adalah saat elektron berada di orbit yang paling dekat dengan inti atom. Orbit yang lebih jauh dari inti atom akan memiliki energi yang lebih besar secara berturut-turut. Elektron tidak dibolehkan menempati salah satu ruang diantara orbit. Dalam kehidupan sehari-hari ini dianalogikan seperti anak tangga, dimana ketika kita naik atau turun tangga kita hanya dapat menjejakkan kaki pada anak tangga tertentu dan tidak mungkin kita bisa berada diantara anak tangga tersebut. Ketika kita naik anak tangga tersebut maka akan meningkatkan energi potensial kita dan ketika turun anak tangga maka akan menurunkan energi potensial yang kita miliki.

1.6 Teori Atom Mekanika Kuantum

Teori atom mekanika kuantum adalah sebuah model atom yang didasarkan pada prinsip-prinsip mekanika kuantum. Teori ini dipakai untuk menjelaskan struktur atom dan perilaku partikel-partikel di dalamnya. Dalam teori atom mekanika kuantum, elektron-elektron dalam atom dijelaskan dengan fungsi gelombang, yang merupakan fungsi matematis yang menentukan peluang keberadaan elektron dalam suatu wilayah di sekitar inti atom. Fungsi gelombang ini didasarkan pada prinsip ketidakpastian Heisenberg, yang menyatakan bahwa kita tidak dapat mengetahui posisi dan momentum suatu partikel secara tepat pada saat yang sama. Dalam model ini, posisi dan momentum partikel tidak dapat diketahui secara pasti pada waktu yang sama, tetapi kita dapat menghitung probabilitas untuk menemukan partikel pada lokasi tertentu.

Model mekanika kuantum dapat digunakan untuk melihat transisi elektronik, peristiwa ketika elektron bergerak dari satu tingkat energi ke tingkat energi lainnya. Jika transisi ke tingkat

energi yang lebih tinggi, energi diserap, dan perubahan energi bernilai positif. Untuk mendapatkan jumlah energi yang diperlukan untuk transisi ke tingkat energi yang lebih tinggi, sebuah foton diserap oleh atom. Transisi ke tingkat energi yang lebih rendah melibatkan pelepasan energi, dan perubahan energinya negatif. Proses ini disertai dengan emisi foton oleh atom. Persamaan berikut menjelaskan tentang hubungan perpindahan elektron yang didasarkan pada atom hidrogen:

$$\begin{aligned}\Delta E &= E_{\text{akhir}} - E_{\text{awal}} \\ &= -2,18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{n_{\text{akhir}}^2} - \frac{1}{n_{\text{awal}}^2} \right) \text{ J}\end{aligned}$$

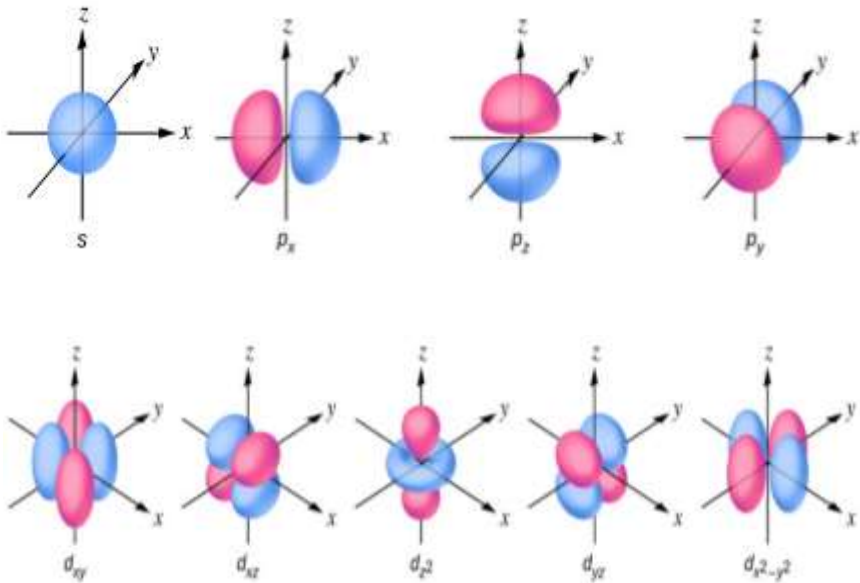
Nilai n_{akhir} dan n_{awal} adalah keadaan energi akhir dan awal elektron.

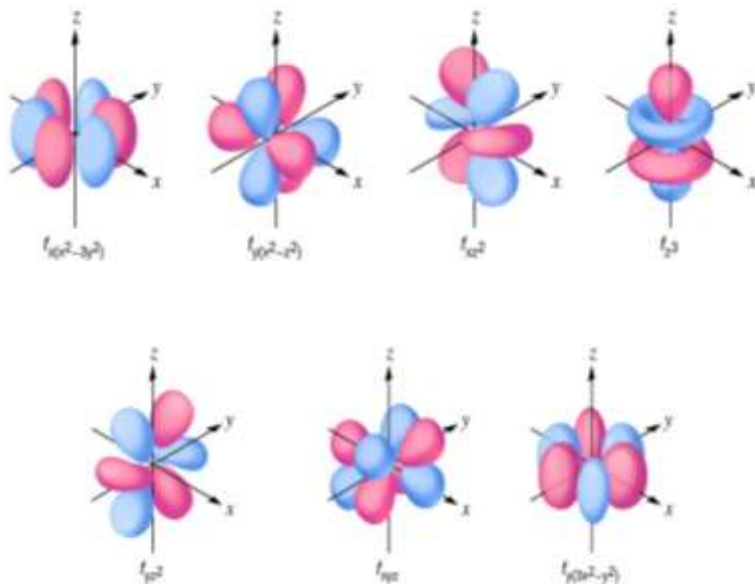
Bilangan kuantum utama adalah salah satu dari tiga bilangan kuantum yang digunakan untuk mengkarakterisasi sebuah orbital. Orbital atom, yang berbeda dari orbit, adalah wilayah umum dalam atom tempat elektron paling mungkin berada. Model mekanika kuantum menentukan kemungkinan menemukan elektron dalam ruang tiga dimensi di sekitar inti dan didasarkan pada solusi persamaan Schrödinger. Selain itu, bilangan kuantum utama menentukan energi elektron dalam atom atau ion hidrogen atau mirip hidrogen (atom atau ion dengan hanya satu elektron) dan wilayah umum di mana tingkat energi diskrit elektron dalam multi-atom elektron dan ion berada.

Bilangan kuantum lainnya adalah l , bilangan kuantum momentum sudut. Ini adalah bilangan bulat yang mendefinisikan bentuk orbital, dan mengambil nilai, $l = 0, 1, 2$, dan seterusnya, dimana $n - 1$. Ini berarti bahwa orbital dengan $n = 1$ hanya dapat memiliki satu nilai l , $l = 0$, sedangkan $n = 2$ mengizinkan $l = 0$ dan $l = 1$, dan seterusnya. Bilangan kuantum utama menentukan ukuran umum dan energi orbital. Nilai l menentukan bentuk orbital. Orbital dengan nilai l yang sama membentuk subkulit. Selain itu, semakin

besar bilangan kuantum momentum sudut, semakin besar pula momentum sudut sebuah elektron pada orbital ini.

Orbital dengan $l = 0$ disebut orbital s (atau subkulit s). Nilai $l = 1$ sesuai dengan orbital p. Untuk n tertentu, orbital p merupakan subkulit p (mis., 3p jika $n = 3$). Orbital dengan $l = 2$ disebut orbital d, diikuti oleh orbital f-, g-, dan h untuk $l = 3, 4, 5$, dan ada nilai yang lebih tinggi yang tidak akan kita pertimbangkan. Distribusi kerapatan elektron subkulit s berbentuk bola dan subkulit p berbentuk halter. Orbital d dan f lebih kompleks. Bentuk-bentuk ini mewakili wilayah tiga dimensi di mana elektron kemungkinan besar akan ditemukan.





Gambar 6. Bentuk orbital s, p, d, dan f

DAFTAR PUSTAKA

- Alonso, F. 1979. *Fundamental University Physics II + III*. Addison Wesley.
- Beiser, A. 1990. *Konsep Fisika Modern*. Edisi Keempat. Jakarta: Erlangga.
- Chang, R. 1994. *Chemistry*. McGraw Hill Inc. New York.
- Fogiel. 1981. *The Physics Problem Solver*. New York: Research and Education Association.
- Geiger, H. 1910. *The Scattering of the α -Particles by Matter*. Proceedings of the Royal Society. A 83: 492–504.
- Getrude dan Savin. 1981. *Teori Soal Penyelesaian Fisika Modern*. Bandung: GSB.
- Petrucchi, R. 1989. *Kimia Dasar*. Erlangga. Jakarta.
- Petrucchi, R. 1996. *Kimia Dasar Prinsip Penerapan Modern Cetakan ke-6*. Jakarta: Erlangga.
- Poedjiadi, A. 1987. *Sejarah Dan Filsafat Sains*. Yayasan Cendrawasih. Bandung.
- Richard, W. 1972. *Physics of The Atom. Second Edition*. London: Addison Wesley Publishing Company.
- Salam, A., Sutarto, dan Wicaksono, D. D. 2013. *Ensiklopedia Kimia*. PT Lentera Abadi. Jakarta.
- Sema, H. 1970. *Introduction to Atomic and Nuclear Physics. Third Edition*. New York: Rinehard & Company, Inc.
- Setyawati, A. A. 2009. *Kimia Mengakaji Fenomena Alam*. Jakarta: PT. Cempaka Putih.
- Subali B. W. 1986. *Fisika Atom, Modul UT*. Jakarta: Karunika UT.

BAB II

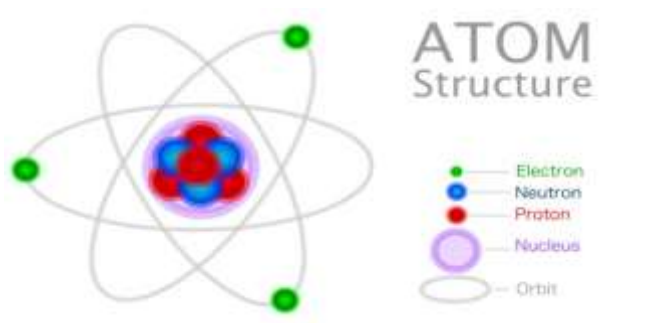
ELEKTRON

Oleh Nur Yusaerah

2.1 Pendahuluan

Muatan negatif dan muatan positif harus selalu ada ketika kita membahas muatan listrik. Karena tanpanya, muatan akan mengerahkan gaya tolak menolak. Dengan kata lain, muatan yang sama akan saling tolak-menolak, sedangkan muatan yang berbeda akan saling tarik-menarik.

Proton dan elektron yang merupakan komponen partikel penyusun atom adalah partikel dasar yang saling berhubungan yang menyusun muatan dasar. Namun, tidak ada neutron dalam muatan listrik. Aliran arus tidak akan berlangsung jika tanpa muatan (Tamungku, Tani and Tuerah, 2019)



Gambar 2.1 Struktur Atom
(Darcy *et al.*, 2018).

Bagian atom yang memiliki muatan negatif dikatakan sebagai elektron. Elektron ini adalah salah satu bagian penting yang sering dibahas. Dalam ilmu kimia, elektron memainkan peran penting

dalam sifat elektrolit, khususnya bagian yang mempengaruhi aliran listrik.

Olehnya itu, sebelum mempelajari lebih jauh yang terkait dengan elektron atau muatan listrik, maka kita harus mengenal dan mendalami elektron terlebih dahulu karena perannya yang sangat penting.

2.2 Pengertian Elektron

Elektron yang biasa disebut e^- merupakan partikel subatom yang bermuatan negatif. Elektron dianggap sebagai partikel elementer karena tidak memiliki komponen dasar atau substruktur yang diketahui. Massa elektron adalah $1/1836$ massa proton. Elektron adalah fermion karena momentum sudut intrinsiknya (spin) adalah setengah nilai bilangan bulatnya dalam satuan (Fernanda, Enawaty and Rasmawan, 2020).

Antipartikel elektron dikenal sebagai positron (proton), yang menyerupai elektron namun bermuatan positif. Foton gamma dihasilkan ketika sebuah elektron dan positron bertabrakan, baik saling berhamburan atau memusnahkan satu sama lain (Riyadi, 2022).

Elektron merupakan kategori pertama pada lepton dan terlibat dalam interaksi elektromagnetik dan gravitasi (Oreshko, Oreshko and Mavlyudov, 2019). Elektron, seperti semua materi, memiliki dualitas gelombang-partikel, yang memungkinkannya bertabrakan dengan partikel lain dan menyebar seperti cahaya. Menurut prinsip eksklusi Pauli, dua elektron berbeda tidak dapat berbagi keadaan kuantum karena elektron adalah fermion.

Pada tahun 1838, filsuf alam Richard Laming mengusulkan gagasan tentang muatan tak terbagi untuk menjelaskan sifat kimiawi atom; Pada tahun 1894, fisikawan Irlandia George Johnstone Stoney memberikan muatan ini nama elektron. J. J. Thomson mengidentifikasi elektron sebagai partikel pada tahun 1897.

Elektron memainkan peran penting dalam banyak fenomena fisik, seperti listrik, magnet, dan konduksi termal (Anitasari, Winarti and Rusmansyah, 2019). Medan magnet akan tercipta saat elektron bergerak mendekati pengamat, dan jalur elektron juga akan dibelokkan oleh medan magnet luar. Foton dapat diserap atau dilepaskan oleh elektron ketika dipercepat (Pasaribu and Reza, 2021).

Proton dan neutron yang membentuk atom adalah apa yang membentuk elektron dan inti atom. Namun, elektron hanya menyumbang 0,06 persen dari berat atom. Ikatan elektron dalam atom disebabkan oleh gaya tarik Coulomb antara proton dan elektron. Penyebab utama ikatan kimia adalah pembagian atau pertukaran elektron antara dua atom atau lebih (Wang and Stahl, 2019).

Meskipun peluruhan beta isotop radioaktif dan tumbukan berenergi tinggi, seperti ketika sinar kosmik memasuki atmosfer, juga dapat menghasilkan elektron, Big Bang adalah asal teoretis dari sebagian besar elektron alam semesta.

Selama nukleosintesis bintang, elektron dapat diserap atau dihancurkan dengan menghancurkan positron. Elektron individu dapat diisi atau dipantau dengan peralatan eksperimental modern. Teknologi modern memanfaatkan elektron secara ekstensif, seperti dalam akselerator partikel, terapi radiasi, dan mikroskop elektron (Candraningrum and Sidauruk, 2021).

2.3 Penemuan Elektron

Penemu dan pengembang elektron **Joseph John Thomson**, lebih sering disebut sebagai J.J. Thomson, adalah orang yang menemukan elektron. J.J. Sebaliknya, Thomson melanjutkan eksperimen William Crookes, menurut beberapa catatan sejarah. Penemuan elektron, yang dilakukan oleh J.J. Thomson, masih dibuat.

Jika diurutkan, beberapa penemu berkontribusi dalam penciptaan elektron, antara lain:

Johann William Hittorf dan **Eugen Goldstein** merupakan seorang fisikawan Jerman sedang mengerjakan penemuan awal elektron. ditemukan dalam bentuk pijar katoda pada tahun 1869. Saat tekanan gas berkurang, pancaran cahaya akan meningkat. Johann William Hittorf, seorang fisikawan, lahir di Bonn, Jerman, pada tanggal 27 Maret 1824. Pada tanggal 28 November 1914, ia meninggal dunia. Sinar ini diberi nama sinar katoda setelah fisikawan Jerman Eugen Goldstein mendemonstrasikan bahwa sinar ini menghasilkan bayangan.

William Crookes Pada tahun 1832, William Crookes lahir di Inggris. Dia belajar kimia dan fisika. William Crookes membangun tabung sinar katoda vakum pertama pada tahun 1870, mengikuti perkembangan sinar katoda. William Crookes mendemonstrasikan penampakan sinar cahaya tampak yang memancar dari dalam tabung melalui tabung yang dibuatnya. Sinar ini membawa energi dan bergerak dari katoda ke anoda.

Dia sebenarnya memiliki kemampuan untuk menekuk jari-jarinya dengan medan magnet. Hasilnya, dia mampu menunjukkan bahwa cahaya tampak membawa muatan negatif. Akibatnya, ia menegaskan bahwa sinar katoda adalah partikel bermuatan negatif dengan massa yang ditemukan di semua materi. Setelah itu, pada tahun 1879, William Crookes memberi nama penemuannya bahan radian.

Berikutnya **J.J Thomson** bersama rekan eksplorasinya, **John S. Townsend** dan **HA Wilson** memimpin pengujian untuk mengembangkan tabung sinar katoda yang dikembangkan oleh William Crookes. Selain membuat tabung sinar katoda, J.J. Thomson dan dua rekannya ingin menunjukkan bahwa sinar katoda adalah partikel baru.

Kemudian, mereka menjalankan tiga percobaan untuk melihat bagaimana medan listrik dan magnet tabung sinar katoda

mempengaruhi hasilnya. sesuai dengan percobaan yang dilakukan. Sinar katoda adalah salah satu partikel penyusun atom yang bermuatan negatif, menurut kesimpulan JJ Thomson.

Seorang fisikawan Irlandia bernama **George F. Fitzgerald** memberi nama "elektron" pada partikel yang ditemukannya setelah keberhasilan J.J. penemuan Thomson. Kita sekarang mengetahui tentang elektron bermuatan negatif ini, terutama selama proses atomisasi atau pembentukan partikel subatomik (Fitrayanti *et al.*, 2021).

Oleh karena itu, J.J. Thomson sering dikreditkan dengan penemuan elektron. Pada tanggal 18 Desember 1856, J.J. Thomson lahir di Cheetham Hill, Manchester, Inggris. Pada tanggal 30 Agustus 1940, di Cambridge, Inggris, dia meninggal pada usia 83 tahun.s

Henri Becquerel adalah fisikawan Prancis yang bekerja bersama J.J. Thomson menemukan sinar katoda dan elektron melalui eksperimennya. Henri Becquerel mendemonstrasikan keberadaan partikel alfa dan beta dalam eksperimennya. Kedua partikel ini mampu memasuki benda fisik, itulah sebabnya mereka muncul.

Kemudian, pada tahun 1900, Henri Becquerel ingin menunjukkan bahwa elektron merupakan komponen partikel atom. Dia melakukan penelitian untuk mendukung hal ini, dan hasilnya membawanya pada kesimpulan bahwa medan listrik dapat membelokkan sinar beta radium. Selain itu, Henri Becquerel sampai pada kesimpulan bahwa rasio massa terhadap muatan identik dengan rasio sinar katoda.

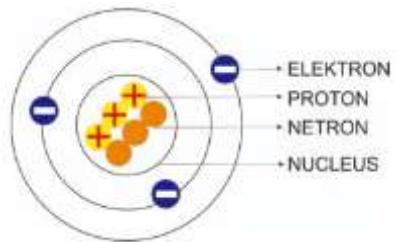
Selanjutnya, **Robert Andrews Millikan**, lebih sering disebut sebagai Robert Millikan, lahir di Morrison pada tanggal 22 Maret 1868. Dia adalah seorang fisikawan yang ingin menggunakan percobaan tetesan minyak untuk mengukur elektron dengan tepat. Pada tahun 1909, percobaan dilakukan, dan diterbitkan pada tahun 1911. Medan listrik digunakan dalam percobaan Robert Millikan.

Dalam percobaan ini, gaya gravitasi mencegah tetesan minyak bermuatan jatuh karena medan listrik. Instrumen Robert Millikan dapat mengukur muatan dari satu hingga 150 ion dengan peringatan kesalahan kurang dari 0,3 persen. Pada 19 Desember 1953, dia meninggal.

Berakhir di **Charles Wilson** yang menemukan pada awal abad ke-20 bahwa partikel bermuatan bergerak cepat dan, dalam kondisi tertentu, dapat menyebabkan kondensasi jenuh di sepanjang aliran partikel sehingga menghasilkan pembentukan partikel uap air. Pada tahun 1911, Charles Wilson mengembangkan ruang awan berdasarkan ide ini, di mana ruang berawan dapat menjerat setiap partikel bermuatan listrik yang bergerak dengan kecepatan tinggi.

2.4 Sifat-sifat Elektron

Ada tiga bagian atom, masing-masing dengan muatan listrik yang berbeda. Elektron adalah partikel atom yang bermuatan negatif. Berikut ini adalah karakteristik elektron, antara lain:



Gambar 2.2 Penyusun Atom
(Indiani, 2022)

1. Encyclopedia Britannica menggambarkan elektron sebagai partikel elementer karena tidak memiliki struktur yang terlihat dan tidak dapat direduksi atau dipecah menjadi komponen yang lebih kecil. Oleh karena itu, elektron juga disebut sebagai partikel elementer.

2. Elektron adalah partikel bermuatan negatif yang menyusun atom, seperti yang telah disebutkan sebelumnya. Elektron, yang merupakan kebalikan dari proton, membawa muatan -1 (Xiong *et al.*, 2019).
3. Elektron bermassa kecil. Ciri elektron selanjutnya ini adalah massanya yang kecil yaitu sekitar satu kilogram. Chemistry LibreTexts mengatakan bahwa karena berat elektron dua ribu kali lebih kecil dari berat proton, itu tidak menambahkan apa pun ke massa atom secara keseluruhan.
4. Ditemukan di Orbital Atom Elektron, tetapi tidak di nukleus atau nukleus struktur atom mana pun. Istilah "orbital" mengacu pada ruang di sekitar inti atom tempat elektron dapat ditemukan. Pada berbagai energi, elektron bergerak mengelilingi inti atom dalam orbital. Prinsip ketidakpastian Heisenberg, di sisi lain, menyatakan bahwa tidak mungkin untuk menentukan dengan tepat posisi elektron dalam atom.
5. Spin atau putaran adalah sifat electron selanjutnya. Putaran elektron, seperti yang didefinisikan oleh Konsep Metafisika, disebabkan oleh momentum sudut intrinsik elektron dan momen magnetik. Sebaliknya, elektron dapat berputar ke arah medan magnet (naik) atau berlawanan arah medan magnet (turun). Oleh karena itu, baterai elektronik dapat memiliki bilangan kuantum $+1/2$ atau $-1/2$. Pengisian orbital disebabkan oleh dua orientasi spin elektron. Khan Institute mengemukakan bahwa hanya dua elektron dengan putaran berlawanan yang dapat mengisi sebuah orbital. Prinsip pengecualian Pauli adalah nama yang diberikan untuk hasil ini (Tyburski *et al.*, 2021).

2.5 Interaksi Elektron

Elektron menghasilkan medan listrik yang menolak partikel bermuatan negatif dan menarik partikel bermuatan positif seperti proton. Hukum Coulomb mengatur gaya tarik-menolak ini. Elektron menciptakan medan magnet ketika mereka bergerak. Gerak massa

elektron (arus) dalam kaitannya dengan pengamat terkait dengan medan magnet, menurut hukum Ampere-Maxwell. Potensi Liénard-Wiechert, yang berlaku bahkan untuk partikel yang bergerak mendekati kecepatan cahaya, digunakan untuk menggambarkan medan elektromagnetik dari pembawa muatan yang bergerak.

Gaya Lorentz berpengaruh pada kecepatan elektron dan arah orbital elektron tegak lurus garis medan magnet ketika elektron bergerak dalam medan magnet. Orbit elektron mengambil bentuk spiral sebagai akibat dari gaya sentripetal ini.

Elektron melepaskan energi sebagai radiasi sinkrotron sebagai akibat dari percepatan yang disebabkan oleh gerakan melengkung ini. Gaya Abraham-Lorentz-Dirac, yang terjadi ketika emisi energik ini memantul dari elektron, menyebabkan gesekan yang memperlambat elektron. Reaksi pembalikan medan elektron dengan dirinya sendiri adalah penyebab gaya ini.

Foton adalah mediator interaksi elektromagnetik antara partikel dalam elektrodinamika kuantum. Foton tidak dapat dipancarkan atau diambil oleh elektron terisolasi yang tidak dipercepat; Itu melanggar hukum kekekalan energi dan momentum jika menyerap atau memancarkan foton (Pasaribu and Reza, 2021).

Namun, momentum dapat ditransfer antara dua partikel bermuatan oleh foton virtual. Gaya Coulomb adalah hasil dari pertukaran foton virtual ini. Ketika partikel bermuatan seperti proton membelokkan elektron yang bergerak, energi dapat dilepaskan. Radiasi Bremsstrahlung dilepaskan ketika elektron berakselerasi.

Hamburan Compton adalah tumbukan elastis antara elektron bebas dan foton (cahaya). Panjang gelombang foton mengalami pergeseran Compton sebagai akibat dari momentum dan transfer energi yang disebabkan oleh tumbukan ini.

Panjang gelombang Compton, atau magnitudo maksimum pergeseran panjang gelombang ini, adalah h/mec . Jika panjang gelombang cahaya panjang, seperti panjang gelombang cahaya

tampak, yaitu 0,4-0,7 m, maka pergeseran panjang gelombang sangat kecil. Hamburan Thomson terjadi ketika cahaya dan elektron bebas berinteraksi.

Konstanta struktur halus menunjukkan kekuatan relatif dari interaksi elektromagnetik yang terjadi antara dua pembawa muatan seperti proton dan elektron. Rasio dua energi adalah nilai dari konstanta ini, yang tidak memiliki dimensi: energi beban sisa terhadap energi elektrostatik tarikan (atau tolakan) pada pemisahan panjang gelombang Compton.

Sinar foton gamma dihasilkan ketika sebuah elektron dan positron bertabrakan, saling memusnahkan. Atom positronium dapat terbentuk sebelum penghancuran dengan menghasilkan dua atau tiga foton sinar gamma dengan energi 1,022 MeV. Di sisi lain, foton berenergi tinggi dapat berubah kembali menjadi elektron dan positron dalam proses yang dikenal sebagai produksi pasangan, tetapi hanya jika ada partikel bermuatan terdekat seperti inti atom.

2.6 Peran Elektron dalam Kehidupan Sehari-hari

Berikut ini adalah beberapa peran elektron dalam kehidupan sehari-hari:

1. Sinar-X dengan elektron terdalam terdalam digunakan untuk mendiagnosis atau menganalisis penyakit, biasanya untuk memeriksa paru-paru dan area yang rusak.
2. Mikroskop juga menggunakan elektron untuk mengontrol cahaya dan menampilkan gambar, menghasilkan peningkatan resolusi.
3. Selain itu, elektron dibutuhkan untuk menghasilkan percikan warna-warni saat membuat kembang api (Inggih Oka Wardhana, 2022).
4. Menggerakkan oksigen ke seluruh tubuh.
5. Terapi radiasi juga memanfaatkan elektron untuk membunuh sel kanker (Kusmardika, 2020).

DAFTAR PUSTAKA

- Anitasari, B., Winarti, A. and Rusmansyah, R. (2019) 'Media Simulasi PhET (Physics Education Technology) Untuk Mereduksi Miskonsepsi Siswa Pada Konsep Asam Basa', *Quantum: Jurnal Inovasi Pendidikan Sains*, 10(1), p. 8. doi:10.20527/quantum.v10i1.5713.
- Candraningrum, E. and Sidauruk, S. (2021) 'Identifikasi miskonsepsi menggunakan two - tier multiple choice pada konsep partikel materi untuk peserta didik kelas IX Identifying misconceptions using a two - tier multiple - choice diagnostic test of material particle'.
- Darcy, J.W. *et al.* (2018) 'A Continuum of Proton-Coupled Electron Transfer Reactivity', *Accounts of Chemical Research*, 51(10), pp. 2391–2399. doi:10.1021/acs.accounts.8b00319.
- Fernanda, A., Enawaty, E. and Rasmawan, R. (2020) 'Peningkatan Hasil Belajar Konfigurasi Elektron dengan Menggunakan KIT SELECTION (Smart Electron Configuration)', *Jurnal Eksakta Pendidikan (Jep)*, 4(2), p. 155. doi:10.24036/jep/vol4-iss2/506.
- Fitrayanti, *et al.* (2021) 'SPIN', 3(100), pp. 200–209. doi:10.20414/spin.v3i2.4215.
- Indiani, N. (2022) 'Pemahaman Struktur Atom Pada Model Atom Niels Bohr', 01(01), pp. 1–5.
- Inggih Oka Wardhana, D. (2022) 'E-Modul Interaksi Berbasis Nature of science (NoS) Perkembangan Teori Atom Guna Meningkatkan Level Kognitif Literasi Sains Peserta Didik', *UNESA Journal of Chemical Education*, 11(1), pp. 34–43.
- Kusmardika, D.A. (2020) 'Potensi Aktivitas Antioksidan Daun Kelor (Moringa Oleifera) Dalam Pencegahan Kanker', *Journal of Health Science and Physiotherapy*, 2(1), pp. 46–50. doi:10.35893/jhsp.v2i1.33.
- Oreshko, A.G., Oreshko, A.A. and Mavlyudov, T.B. (2019) 'Journal of Atmospheric and Solar-Terrestrial Physics Proton-electron model of ball lightning structure', *Journal of Atmospheric and*

- Solar-Terrestrial Physics*, 182(October 2018), pp. 194–199.
doi:10.1016/j.jastp.2018.11.017.
- Pasaribu, F.I. and Reza, M. (2021) 'Rancang Bangun Charging Station Berbasis Arduino Menggunakan Solar Cell 50 WP', *R E L E (Rekayasa Elektrikal dan Energi): Jurnal Teknik Elektro*, 3(2), pp. 46–55.
- Riyadi, F.A. (2022) 'Sang pencerah', *Jurnal Ilmiah*, 8(2), p. 445.
Available at: <https://www.jurnal-umbuton.ac.id/index.php/Pencerah>.
- Tamungku, R., Tani, D. and Tuerah, J. (2019) 'Analisis Miskonsepsi Siswa dengan Menggunakan Tes Diagnostik Two-Tier Multiple Choice pada Materi Struktur Atom di SMA Negeri 1 Remboken', 1(2), pp. 66–71.
- Tyburski, R. *et al.* (2021) 'Proton-Coupled Electron Transfer Guidelines, Fair and Square', *Journal of the American Chemical Society*, 143(2), pp. 560–576.
doi:10.1021/jacs.0c09106.
- Wang, F. and Stahl, S.S. (2019) 'Electrochemical Oxidation of Organic Molecules at Lower Overpotential: Accessing Broader Functional Group Compatibility with Electron – Proton Transfer Mediators Published as part of the Accounts of Chemical Research special issue “ Electrifying Synthesis ” .' doi:10.1021/acs.accounts.9b00544.
- Xiong, W. *et al.* (2019) 'A small proton charge radius from an electron–proton scattering experiment', *Nature*, 575(7781), pp. 147–150. doi:10.1038/s41586-019-1721-2.

BAB III

INTI ATOM

Oleh Waode Rustiah

3.1 Pendahuluan

Perkembangan ilmu Fisika dalam kajian sehari-hari sangat kental dengan nuansa makroskopis dan mikroskopis. Lebih mudah untuk menganalisa kejadian dari sudut makroskopis daripada mikroskopis. Secara mikroskopis, studi tentang atom telah mengalami perkembangan dari model atom Dalton sampai dengan model atom modern. Setiap model atom memiliki kekurangan dan kelebihan masing-masing yang sesuai dengan pemikiran penemunya. Hal ini merupakan suatu tahap sains yang sangat hebat dalam sejarah Fisika.

Hingga saat ini, dalam perkembangan selanjutnya, teori atom dikaji dengan menggambarkan pendekatan teori atom mekanika kuantum. Perkembangan muktahir dibidang mekanika kuantum dimulai dari teori Max Planck yang mengemukakan kuantum-kuanta energi dilanjutkan oleh Louis de Broglie tentang dualisme partikel, kemudian oleh Werner Heisenberg tentang prinsip ketidakpastian dan yang terakhir saat ini adalah Erwin Schrodinger tentang persamaan gelombang.

Mekanika kuantum ini dapat menerangkan kelemahan teori atom yang sudah ada tentang garis-garis terpisah yang sedikit berbeda panjang gelombangnya dan memperbaiki model atom Bohr dalam hal bentuk lintasan elektron dari yang berupa lingkaran dengan jari-jari tertentu menjadi orbital dengan bentuk ruang tiga dimensi yang tertentu.

Teori kuantum dari Max Planck mencoba menerangkan radiasi karakteristik yang dipancarkan oleh benda hitam. Radiasi inilah yang menunjukkan sifat partikel dari gelombang. Radiasi yang dipancarkan setiap benda terjadi secara tidak kontinu (*discontinue*) dipancarkan dalam satuan kecil yang disebut kuantum

(energi kuantum). Penemuan-penemuan dan teori-teori baru pasti akan terus bermunculan hingga kini, jadi perlu menjadi perhatian kita bersama demi mengetahui rahasia yang terselubung dalam suatu atom.

3.2 Konsep Dasar Atom

Konsep dasar tentang atom sebenarnya sudah lama dikenal orang. Konsep tersebut antara lain berasal dari pemikiran orang Yunani kuno yang dipelopori oleh Democritus yang hidup pada akhir abad ke-4 dan awal abad ke-5 Sebelum Masehi. Menurut teori yang dikemukakannya, suatu benda dapat dibagi menjadi bagian-bagian yang sangat kecil, dimana akhirnya tidak dapat dibagi lagi yang disebut atom. Kata atom berasal dari bahasa Yunani yaitu “atomos” yang berarti “tidak dapat dibagi”.

Disebutkan bahwa alasan ini berasal dari observasi dimana butiran pasir dapat bersama-sama membentuk sebuah pantai. Dalam analoginya, pasir adalah atom dan pantai adalah senyawa. Analogi ini kemudian dapat dihubungkan dengan pengertian Democritus terhadap atom yang tidak bisa dibagi lagi: walaupun sebuah pantai dapat dibagi ke dalam butiran-butiran pasirnya, butiran pasir ini tidak dapat dibagi. Democritus juga beralasan bahwa atom sepenuhnya padat, dan tidak memiliki struktur internal. Dia juga berpikir harus ada ruang kosong antar atom untuk memberikan ruang untuk pergerakannya (seperti pergerakan dalam air dan udara, atau fleksibilitas benda padat). Sebagai tambahan, Democritus juga menjelaskan bahwa untuk menjelaskan perbedaan sifat dari material yang berbeda, atom dibedakan ke dalam bentuk, massa dan ukurannya.

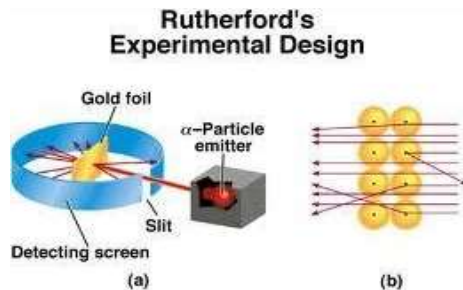
3.3 Penemuan Inti Atom

Pada waktu yang hampir bersamaan dengan percobaan Thomson, empat orang fisikawan, yaitu Henri Becquerel, Marie Curie, Pierre Curie dan Ernest Rutherford meneliti keradioaktifan. Ada tiga jenis

partikel sinar radioaktif, yaitu partikel alfa (α) bermuatan positif, partikel beta (β) bermuatan negatif dan gamma (γ) yang tidak bermuatan.

Pada tahun 1906, Ernest Rutherford bersama mahasiswa Geiger dan Marsden meneliti radiasi dari uranium, radium, dan radioaktif lain yang memancarkan sinar α , β dan γ . Radioaktif tersebut disimpan dalam kotak timbel dengan lubang yang sangat kecil sehingga sinar α dalam kotak akan terpancar. Pancaran sinar α digunakan untuk menembak lempeng emas tipis, sehingga eksperimen tersebut dikenal dengan eksperimen lempeng tipis emas. Sebagian besar sinar α diteruskan, hanya sedikit yang dipantulkan.

Mengapa sinar α lebih banyak diteruskan dibanding yang dipantulkan oleh lempeng emas? Sinar α yang bermuatan positif menumbuk partikel pejal (logam emas) yang juga bermuatan positif. Partikel yang muatannya sama akan tolak-menolak. Partikel pejal tersebut dinamakan Rutherford inti atom. Elektron terletak di luar inti pada jarak yang relatif jauh dengan gerakan yang cepat, dikarenakan ada tolakan dari inti yang bermuatan positif.



Gambar 1. Percobaan Hamburan Sinar Alfa pada Lempeng Emas

Setiap atom mempunyai suatu pusat kecil atau inti. Peluang partikel α mendekati inti sangat kecil karena ukurannya yang sangat kecil. Artinya, inti akan menolak partikel α karena inti bermuatan positif seperti partikel α .

Kesimpulan dari percobaan ini adalah:

1. Atom terdiri atas inti atom yang bermuatan positif dan elektron-elektron bermuatan negatif yang beredar mengelilingi inti atom.
2. Atom bersifat netral sehingga jumlah proton dalam inti sama dengan jumlah elektron yang mengelilingi inti atom.

Kelebihan model atom Rutherford adalah sebagai berikut.

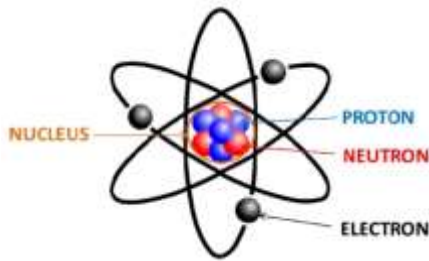
1. Membuat hipotesa bahwa atom tersusun dari inti atom dan elektron yang mengelilingi inti.

Kelemahan model atom Rutherford adalah sebagai berikut.

1. Model atom Rutherford tidak dapat menerangkan energi yang dilepaskan dalam bentuk cahaya, sebab pada setiap kali perputaran elektron dengan percepatan tetap, elektron kehilangan energi dan akhirnya tertarik ke inti. Perilaku seperti ini menimbulkan gerakan berbentuk spiral, dan berakhir dengan jatuhnya elektron ke inti. Pada kenyataannya, atom bersifat mantap dan stabil.
2. Oleh karena jari-jari semakin kecil, maka periode juga makin kecil dan frekuensi semakin membesar secara kontinyu. Hal ini bertentangan dengan spektrum gas hidrogen yang menghasilkan spektrum garis atau diskrit.

3.4 Inti Atom

Atom adalah satuan dasar materi yang terdiri dari inti atom beserta awan elektron bermuatan negatif yang mengelilinginya. Inti atom mengandung campuran proton yang bermuatan positif dan neutron yang bermuatan netral (terkecuali pada Hidrogen-1 yang tidak memiliki neutron). Elektron-elektron pada sebuah atom terikat pada inti atom oleh gaya elektromagnetik.



Gambar 2. Inti Atom

Partikel-partikel pembentuk inti atom adalah proton (${}_1\text{P}^1$) dan neutron (${}_0\text{n}^1$). Kedua partikel pembentuk inti atom ini disebut juga nukleon. Sedangkan nuklida adalah suatu inti atom yang ditandai dengan jumlah proton (p) dan neutron (n) tertentu. Secara umum lambang atom dituliskan:



Keterangan:

- X = Nama unsur atom (lambang unsur)
- Z = Nomor atom, dimana menyatakan jumlah elektron dan jumlah proton
- A = Nomor massa, menyatakan jumlah proton dan neutron
- N = A – Z, disebut dengan jumlah neutron dalam inti

Inti atom jauh lebih kecil dari ukuran asli atom (antara 10 000 dan 100 000 kali lebih kecil). Juga mengandung lebih dari 99% dari massa, sehingga kepadatan massa inti sangat tinggi. Inti atom memiliki semacam struktur internal, seperti neutron dan proton tampaknya mengorbit sekitar satu sama lain, sebuah fakta yang diwujudkan dalam keberadaan peristiwa magnetik nuklir.

Namun, percobaan menunjukkan bahwa inti sangat mirip dengan bola atau elipsoid kompak 10^{-15} m (= 1 fm), yang tampaknya kepadatan yang konstan. Tentu radius ini sangat bervariasi dengan

jumlah proton dan neutron, inti atom yang lebih berat dan partikel lebih agak lebih besar. Inti atom terdiri atas atom proton-proton dan neutron-neutron.

3.5 Massa Atom

Mayoritas massa atom berasal dari proton dan neutron, jumlah keseluruhan partikel ini dalam atom disebut sebagai bilangan massa. Massa atom pada keadaan diam sering diekspresikan menggunakan satuan massa atom (u). Satuan ini didefinisikan sebagai seperduabelas massa atom karbon-12 netral, yang kira-kira sebesar $1,66 \times 10^{-27}$ kg. Atom memiliki massa yang kira-kira sama dengan bilangan massanya dikalikan satuan massa atom.

Tabel 1. Massa Atom

Nama	Lambang	Nomor atom	Nomor massa	Massa (sma)
Proton	P atau H	1	1	1,00728
Neutron	N	0	1	1,00867
Elektron	e	-1	0	0,000549

Komposisi jumlah proton dan neutron di dalam inti atom sangat mempengaruhi kestabilan inti atom tersebut. Inti atom dikatakan stabil bila komposisi jumlah proton dan neutronnya sudah “seimbang” serta tingkat energinya sudah berada pada keadaan dasar. Jumlah proton dan neutron maupun tingkat energi dari inti-inti yang stabil tidak akan mengalami perubahan selama tidak ada gangguan dari luar. Sebaliknya, inti atom dikatakan tidak stabil bila komposisi jumlah proton dan neutronnya “tidak seimbang” atau tingkat energinya tidak berada pada keadaan dasar. Perlu dicatat bahwa komposisi proton dan neutron yang “seimbang” atau “tidak seimbang” di

atas tidak berarti mempunyai jumlah yang sama ataupun tidak sama. Setiap inti atom mempunyai “kesetimbangan” yang berbeda.

Ukuran inti atom jauh lebih kecil dari ukuran atom itu sendiri dan hampir sebagian besar tersusun dari proton dan neutron, hampir sama sekali tidak ada sumbangan dari elektron. Jumlah elektron dalam inti atom menentukan isotop elemen tersebut. Isotop suatu atom ditentukan oleh jumlah neutron di dalam intinya. Isotop yang berbeda dari satu unsur yang sama mempunyai sifat kimia yang sangat mirip karena reaksi kimia hampir tergantung seluruhnya pada jumlah elektron yang dimiliki sebuah atom. Isotop-isotop dari sampel unsur tertentu dapat dipisahkan dengan menggunakan sentrifugasi atau spektrometer massa. Jumlah proton dan neutron menentukan tipe dari nukleus atau inti atom. Proton dan neutron hampir memiliki massa yang sama dan kombinasi jumlah, jumlah massa, rata-rata sama dengan massa atomik sebuah atom. Kombinasi massa dari elektron sangat kecil secara perbandingan terhadap massa nukleus, dikarenakan berat dari proton dan neutron hampir 2000 kali massa elektron.

Jumlah proton dan netron dalam inti atom saling berhubungan; biasanya dalam jumlah yang sama, dalam nukleus besar ada beberapa netron lebih. Kedua jumlah tersebut menentukan jenis nukleus. Proton dan netron memiliki massa yang hampir sama dan jumlah dari kedua massa tersebut disebut nomor massa, dan beratnya hampir sama dengan massa atom (tiap isotop memiliki massa yang unik). Massa dari elektron sangat kecil dan tidak menyumbang banyak kepada massa atom.

3.6 Sifat-sifat Inti Atom

A. Sifat inti atom yang tidak bergantung pada waktu

1. Massa Inti

Salah satu hipotesis Dalton (1803) ialah bahwa atom-atom suatu unsur adalah identik. Prout (1819) menyarankan

bahwa semua unsur terbuat dari hidrogen, sehingga massanya dapat dituliskan sebagai:

$$M \sim C M_H$$

Keterangan :

M_H = massa hidrogen

C = bilangan bulat

Dari penyelidikan yang teliti, ternyata C bukanlah bilangan bulat, sehingga hipotesis Prout dianggap tidak benar. Crookes (1886) menyarankan kembali ide Prout. Alasan bahwa C bukan bilangan bulat adalah karena suatu unsur mungkin terdiri dari beberapa campuran (isotop). Contoh: Cl mempunyai berat atom 35,46 karena terdiri dari 3 isotop, masing-masing 34, 35 dan 36.

Karena kemudian inti diketahui terdiri dari proton dan neutron, maka dapat dituliskan:

$$M = Z(M_H) + N (M_N)$$

Keterangan :

Z dan N adalah jumlah proton dan neutron di dalam inti,

M_N = massa neutron

Kelimpahan massa di alam telah tersusun dalam tabel periodik unsur.

2. Jari-jari Inti

Sampai sekarang, belum ditemukan cara langsung untuk menentukan jari-jari inti. Pada umumnya ada dua cara yang digunakan untuk menentukan jari-jari inti yang hasilnya menentukan jari-jari inti yang hasilnya berbeda, karena definisi jari-jari inti dalam kedua cara tersebut berbeda.

Jika dianggap bulat, maka jari-jarinya:

$$R = R_0 \cdot A^{1/3}$$

Dimana, R_0 : Jari-jari atom $1,33 \times 10^{-3}$ cm

3. Muatan Inti

Model atom Rutherford dapat menerangkannya melalui spektrum sinar – x yang diukur oleh Moseley (1913) dari data Moseley tersebut ternyata muatan inti adalah Ze dan Z yang merupakan nomor atom, sedang e =muatan elektron = $4,80298 \times 10^{-10}$ esu = $1,602189 \times 10^{-19}$ C.

4. Momentum Sudut

Momentum sudut suatu inti atom dapat ditunjukkan dari hyperfine-structure splitting garis-garis spektrum suatu atom. Pauli menerangkan hyperfine-structure splitting ini dengan anggapan bahwa inti mempunyai momentum sudut, sehingga terjadi gandengan antara momentum sudut inti dengan momentum sudut total dari elektron.

5. Momen Magnetik

Medan magnet yang dihasilkan oleh suatu atom (disebut momen magnetik) ditentukan oleh kombinasi berbagai macam momentum sudut ini. Namun, kontribusi yang terbesar tetap berasal dari spin. Oleh karena elektron mematuhi asas pengecualian Pauli, yakni tiada dua elektron yang dapat ditemukan pada keadaan kuantum yang sama, pasangan elektron yang terikat satu sama lainnya memiliki spin yang berlawanan, dengan satu berspin naik, dan yang satunya lagi berspin turun. Kedua spin yang berlawanan ini akan saling menetralkan, sehingga momen dipol magnetik totalnya menjadi nol pada beberapa atom berjumlah elektron genap.

Pada atom berelektron ganjil seperti besi, adanya keberadaan elektron yang tak berpasangan menyebabkan atom tersebut bersifat feromagnetik. Orbital-orbital atom di sekeliling atom tersebut saling bertumpang tindih dan penurunan keadaan energi dicapai ketika spin elektron yang tak berpasangan tersusun saling berjajar. Proses ini disebut sebagai interaksi pertukaran. Ketika momen magnetik atom feromagnetik tersusun berjajaran, bahan yang tersusun oleh atom ini dapat menghasilkan medan makroskopis yang dapat dideteksi. Bahan-bahan yang bersifat paramagnetik memiliki atom

dengan momen magnetik yang tersusun acak, sehingga tiada medan magnet yang dihasilkan. Namun, momen magnetik tiap-tiap atom individu tersebut akan tersusun berjajar ketika diberikan medan magnet.

Inti atom juga dapat memiliki spin. Biasanya spin inti tersusun secara acak oleh karena kesetimbangan termal. Namun, untuk unsur-unsur tertentu (seperti xenon-129), adalah mungkin untuk memolarisasi keadaan spin nuklir secara signifikan sehingga spin-spin tersebut tersusun berjajar dengan arah yang sama. Kondisi ini disebut sebagai hiperpolarisasi. Fenomena ini memiliki aplikasi yang penting dalam pencitraan resonansi magnetik.

6. Momen Listrik

Sebuah distribusi umum muatan listrik dapat dicirikan oleh muatan bersih, dengan momen dipolnya, saat quadrupole dan momen orde tinggi. Sebuah quadrupole dasar dapat direpresentasikan sebagai dua dipol antiparalel berorientasi.

Salah satu penggunaan yang paling umum dari quadrupole listrik dalam karakterisasi inti. Inti memiliki muatan, tapi tidak momen dipol karena semua positif. Tetapi jika inti tidak bola simetris, itu akan memiliki momen quadrupole.

Quadrupole dan ketertiban multipol tinggi tidak penting untuk karakteristik bahan dielektrik. Bidang dipole jauh lebih kecil dari bidang biaya terisolasi, tetapi dalam dielektrik dimana tidak ada biaya gratis, efek dipol yang dominan. Tidak ada keadaan seperti mendukung efek quadrupole, karena mereka harus timbul dari jumlah molekul yang sama sebagai efek dipol. Scott mengatakan bahwa efek quadrupole makroskopik lebih kecil dari efek dipol sekitar rasio dimensi atom dengan jarak pengamatan eksperimental.

Contoh paling sederhana dari sebuah quadrupole listrik terdiri dari balok muatan positif dan negatif, diatur di sudut-sudut persegi.

Monopole saat ini (hanya total biaya) dari pengaturan ini adalah nol. Demikian pula, momen dipol adalah nol, tanpa melihat asal koordinat yang telah dipilih. Tapi saat quadrupole penataan dalam diagram tidak dapat dikurangi menjadi nol, terlepas dari mana kita menempatkan asal koordinat.

B. Sifat inti atom yang bergantung pada waktu

1. Peluruhan Radioaktif

Inti atom yang tidak stabil dikatakan mengalami peluruhan, yang berarti bahwa mereka kehilangan sebagian dari massa atau energi untuk mencapai keadaan lebih stabil, energi yang lebih rendah. Proses ini paling sering terlihat pada unsur yang lebih berat, seperti uranium.

Tak satu pun dari unsur-unsur yang lebih berat mempunyai isotop stabil, tetapi unsur yang lebih ringan juga bisa eksis dalam tidak stabil atau bentuk radioaktif, seperti karbon-14. Diperkirakan bahwa panas dari peluruhan unsur-unsur radioaktif mempertahankan suhu yang sangat tinggi dari inti bumi, menjaganya agar tetap dalam keadaan cair, yang sangat penting untuk pemeliharaan medan magnet yang melindungi planet ini dari kerusakan radiasi.

Peluruhan radioaktif adalah proses acak, yang berarti bahwa secara fisik tidak mungkin untuk memprediksi apakah atau tidak inti atom tertentu akan meluruh dan memancarkan radiasi pada saat tertentu. Sebaliknya, hal ini diukur dengan paruh, yang merupakan periode waktu yang diperlukan untuk setengah dari sampel yang diberikan inti meluruh.

Waktu Paruh berlaku untuk sampel dari berbagai ukuran, dari jumlah mikroskopis sampai semua atom dari jenis di

alam semesta. Isotop radioaktif yang berbeda bervariasi dalam waktu paruh mereka, yang berkisar dari beberapa detik, dalam kasus astatine-218, miliaran tahun untuk uranium-238.

2. Reaksi Inti

Reaksi inti merupakan peristiwa perubahan suatu inti atom sehingga berubah menjadi inti atom lain dengan disertai munculnya energi yang sangat besar. Agar terjadi *reaksi inti* diperlukan partikel lain untuk menggoyahkan kesetimbangan inti atom sehingga kesetimbangan inti terganggu. Akibatnya inti akan terpecah menjadi dua inti yang baru.

Partikel yang digunakan untuk mengganggu kesetimbangan inti yaitu partikel proton atau neutron. Di mana partikel *proton* atau *neutron* yang berenergi ditembakkan pada inti target, sehingga setelah reaksi terjadi akan terbentuk inti atom yang baru disertai terbentuknya partikel yang baru. Inti target dapat merupakan inti atom yang stabil, sehingga setelah terjadi reaksi menyebabkan inti atom menjadi inti yang tidak stabil yang kemudian disebut *isotop radioaktif*. Jadi reaksi inti dapat juga bertujuan untuk mendapatkan *isotop radioaktif* yang berasal dari inti stabil.

Reaksi inti sangat berbeda dengan reaksi kimia, karena pada dasarnya reaksi inti ini terjadi karena tumbukan (penembakan) inti sasaran (target) dengan suatu proyektil (peluru).

DAFTAR PUSTAKA

- Beiser, A. 1987. Concepts of Modern Physics. (trans: The Houw Liong, 1990). Jakarta: Erlanga.
- Gautreau, Ronald dan William Savin. 2006. Fisika Modern Edisi Kedua Schaum's Outlines. Penerbit Erlangga: Jakarta.
- Kaplan, I. 1962. Nuclear Physics, 2nd ed. Addison-Wesley Publishing Company, Inc., Reading Mass.
- Krane, K.S. 1988. Introduction to Nuclear Physics. New York: John Wiley and Sons, Inc.
- Krane, K. 2011. Fisika Modern. Jakarta: UI Press.
- Skoog, D. A., Donald M. West, F. James Holler, Stanley R. Crouch, 2000. Fundamentals of Analytical Chemistry .Hardcover: 992 pages, Publisher: Brooks Cole.
- Willard, H. H., Merrit, L; L., and Settle Jr, F. A., 1989, Instrumental Methods of Analysis, Wadsworth Publishing Company, California.
- Wiyatmo, Yusman. 2006. Fisika Nuklir dalam Telaah Semi-klasik dan Kuantum. Yogyakarta: Pustaka Pelajar.

BAB IV

UNSUR-UNSUR KIMIA

Oleh Muawanah

4.1 Pendahuluan

Unsur-unsur diperoleh dalam beragam bentuk dan mampu menjadi atom, ion, serta senyawa. Suatu unsur bisa mempunyai beberapa isotop dengan nomor atom yang sama. Sistem periodik terbentuk berasal dari kelompok unsur berdasarkan kemiripan sifat-sifat, baik sifat atom maupun senyawanya. Perkembangan kimia sangat cepat dalam memahami sifat semua unsur. Perkembangan sains dan material terjadi karena sistem periodik unsur yang merupakan tabel dalam kimia dan memegang peran kunci dalam hal tersebut (Saito, 2004).

Perkembangan teori modern yang pertama ditemukan oleh John Dalton yaitu seorang guru inggris, mengenal atom-atom sebagai partikel terkecil dari suatu unsur sedangkan molekul adalah partikel terkecil suatu senyawa. Menurut Dalton, susunan yang konstan dari suatu senyawa dengan teori menunjukkan bahwa molekul adalah atom unsur-unsur bergabung membentuk struktur yang lebih kompleks (Prasetyawan, 2008).

Unsur merupakan zat-zat yang tak dapat diuraikan menjadi zat yang lebih sederhana oleh reaksi kimia biasa. Unsur berfungsi sebagai zat pembangun untuk semua zat-zat kompleks yang akan dijumpai, mulai garam dapur sampai senyawa protein yang sangat kompleks. Semua dibentuk dari sekumpulan unsur-unsur yang terbatas (Maun dkk, 1999).

Sebuah atom diklasifikasikan secara kimia berdasarkan jumlah proton dalam nukleusnya. Atom yang mempunyai jumlah proton yang sama dalam intinya akan memiliki perilaku kimia yang sama dan inilah yang merupakan unsur kimia. Setiap unsur telah

ditetapkan secara spesifik satu atau dua simbol huruf berdasarkan huruf pertama nama kimianya. Karena ada beberapa unsur dengan huruf pertama yang sama seringkali perlu menambahkan huruf kedua ke simbol. Dalam beberapa kasus simbol berasal dari singkatan latin kuno nama unsur seperti Fe singkatan dari besi (ferrum) dan Cu untuk tembaga. Huruf pertama dari simbol kimia selalu dikapitalisasi. Jika simbol memiliki dua huruf, maka huruf kedua selalu huruf kecil (Department of Energy, 1993).

Unsur adalah zat paling sederhana di alam. Unsur-unsur tidak dapat dipecah menjadi lebih sederhana baik secara fisika atau kimia. Mereka hanya terdiri dari satu jenis atom dan ada yang dapat sebagai atom misalnya argon, kalsium, aluminium, dan adapula sebagai molekul (misalnya, oksigen, nitrogen) (Farah, 2019).

4.2 Kelimpahan dan Distribusi Unsur

Sekarang unsur yang telah dikenal terdapat 108 unsur. 90 unsur diantaranya yaitu 92 unsur pertama diluar Techcium (Tc) dan Promethium (Pm). Unsu ringan yang mempunyai nomor atom sampai dengan 83 mempunyai satu atau lebih isotop. Kelimpahan unsur sangat variatif dimana besarnya kelimpahan antara satu unsur dengan yang lain tidak sama (Sriatun, dkk, 2012).

Tabel 4.1 Kelimpahan Unsur-Unsur Di Alam

Unsur	Kelimpahan	Unsur	Kelimpahan	Unsur	Kelimpahan
¹ H	2,24 x 10 ¹⁰	²⁶ Fe	7,08 x 10 ⁵	⁵⁹ Pr	0,102
² He	1,4 x 10 ⁹	²⁷ Co	1,78 x 10 ³	⁶⁰ Nd	0,380
³ Li	0,22	²⁸ Ni	4,27 x 10 ⁴	⁶² Sm	0,12
⁴ Be	0,032	²⁹ Cu	2,57 x 10 ²	⁶³ Eu	0,1
⁵ B	<2,8	³⁰ Zn	6,31 x 10 ²	⁶⁴ Gd	0,295
⁶ C	9,33 x 10 ⁶	³¹ Ga	14	⁶⁶ Dy	0,257

⁷ N	1,95 x 10 ⁶	³¹ Ge	7,08	⁶⁴ Er	0,13
⁸ O	1,55 x 10 ⁷	³⁷ Rb	8,91	⁶⁹ Tm	0,041
⁹ F	8,12 x 10 ²	³⁸ Sr	17,8	⁷⁰ Yb	0,2
¹⁰ Ne	8,32 x 10 ⁵	³⁹ Y	2,82	⁷¹ Lu	0,13
¹¹ Na	4,27 x 10 ⁴	⁴⁰ Zr	12,6	⁷² Hf	0,14
¹² Mg	8,91 x 10 ⁵	⁴¹ Nb	1,8	⁷⁴ W	1,1
¹³ Al	7,41 x 10 ⁴	⁴² Mo	3,24	⁷⁵ Re	<0,01
¹⁴ Si	1,00 x 10 ⁶	⁴⁴ Ru	1,51	⁷⁶ Os	0,11
¹⁵ P	7,08 x 10 ³	⁴⁵ Rh	0,562	⁷⁷ Ir	0,16
¹⁶ S	3,6 x 10 ⁵	⁴⁶ Pd	0,71	⁷⁸ Pt	1,26
¹⁷ Cl	7,1 x 10 ³	⁴⁷ Ag	0,16	⁷⁹ Au	<0,13
¹⁸ Ar	2,2 x 10 ⁴	⁴⁸ Cd	1,59	⁸⁰ Hg	<2,8
¹⁹ K	3,24 x 10 ³	⁴⁹ In	1,00	⁸¹ Tl	0,18
²⁰ Ca	5,01 x 10 ⁵	⁵⁰ Sn	2,2	⁸² Pb	1,91
²¹ Sc	2,45	⁵¹ Sb	0,22	⁸³ Bi	<1,8
²² Ti	2,51 x 10 ³	⁵⁵ Cs	<1,8	⁹⁰ Th	0,035
²³ V	2,34 x 10 ²	⁵⁶ Ba	2,75	⁹² U	<0,09
²⁴ Cr	1,15 x 10 ⁴	⁵⁷ La	0,302		
²⁵ Mn	5,89 x 10 ³	⁵⁸ Ce	0,794		

Sumber: (Sriatun, dkk, 2012)

Di alam ini semua zat terbentuk oleh unsur-unsur. Menurut teori, Hidrogen dan Helium dihasilkan pertama kali kira-kira 15 juta tahun lalu. Selanjutnya unsur-unsur dengan nomor atom lebih kecil dari 26 (sebelum besi dalam sistem periodik). Di alam semesta, kelimpahan hidrogen dan helium sangat besar hidrogen 77%

massa) dan helium (21% massa) dan semua unsur lain hanya sekitar 2 % (Saito, 2004).

Semua atom suatu unsur memiliki jenis yang sama. Para ahli kimia menggunakan istilah nomor atom dengan Z sebagai jenis atom dimana Z tersebut adalah sifat yang menentukan karakter secara kimianya. Saat ini sudah dikenal bahwa atom dengan $Z = 1 - 106$. Setiap unsur kimia mempunyai nama dan simbol singkatan dari nama bahasa Inggris yang terdiri dari satu atau dua huruf, seperti Oksigen (O), dan Magnesium (Mg), tembaga (Cu), Plumbum (Pb).

Susunan dan inti atom dapat dicantumkan dalam lambang A_ZX , misalnya ${}^{12}_6C$. Arti lambang A_ZX , adalah jenis atom yang disebut nuklida dari unsur X , yang mempunyai nomor atom Z dan nomor massa A . Contoh untuk karbon adalah atom dengan 6 proton dan 6 neutron di dalam intinya dan 6 elektron di luar inti. Jumlah elektron dengan proton harus sama untuk kondisi dalam atom yang netral. Namun bila sebuah atom kekurangan atau membutuhkan elektron, akan terjadi muatan listrik dan terbentuk sebuah ion. Untuk ${}^{20}_{10}Ne^+$, dan ${}^{20}_{10}Ne^{2+}$ adalah bentuk ion dimana yang pertama mempunyai 10 proton, 10 neutron dan 9 elektron, selanjutnya kedua mempunyai 10 proton, 10 neutron, dan 8 elektron (Achmadi, 1987).

Contoh:

Tuliskan jumlah proton, neutron, dan elektron dalam ${}^{35}_{17}Cl$ dan ${}^{80}_{35}Br^-$.

Jawaban:

a) ${}^{35}_{17}Cl$: $Z = 17$; $A = 35$ merupakan atom netral

Jumlah proton $[p] = 17$; jumlah elektron = 17;

Jumlah neutron = $A - Z = 35 - 17 = 18$

b) ${}^{80}_{35}Br^-$: $Z = 35$; $A = 80$ merupakan ion dengan muatan = -1

Jumlah proton = 35; jumlah elektron = 36 (mendapat tambahan elektron supaya muatan ion = -1),

Jumlah neutron = $A - Z = 80 - 35 = 45$

4.3 Klasifikasi Unsur

Sekarang dikenal skema klasifikasi unsur-unsur yang sama ditemukan secara terpisah dan hampir serempak oleh Dmitri Mendeleev dan Lothar Meyer pada tahun 1869. Klasifikasi itu didasarkan pada pandangan kuno mengenai hukum periodik.

“Ketika unsur diatur berdasarkan kenaikan bobot atom, maka susunan sifatnya berulang secara berkala”

Pada mulanya contoh hukum berkala menggunakan sifat yang dikenal sebagai volume atom yaitu bobot atom suatu unsur dibagi dengan rapatannya (Achmadi, 1987).

Mendeleev menekankan keabstrakan penting dalam gagasan unsur di seluruh publikasinya tentang hukum periodik. Hal itu karena kimia berkaitan dengan penjelasan perubahan kimia, sistem unsur harus mengandung zat yang dapat bertahan dari perubahan fase dan dalam keadaan kombinasi kimia. Penempatan unsur-unsur tertentu dalam tabel periodik mencerminkan hukum periodik yang dianggap oleh Mendeleev sebagai penemuan empiris yang ia buat selama 9 tahun tentang sistem periodik. Saat ia merumuskannya kemudian sifat-sifat benda sederhana, konstitusi senyawanya, serta sifat-sifat unsur (Hendry, 2019).

Meyer pertama kali mencontohkan sifat unsur berulang secara periodik berdasarkan volume atom. Meyer menyusunnya dalam sebuah grafik. Berdasarkan grafik tersebut Meyer menyimpulkan bahwa volume atom meningkat ke maksimum secara berkala dan sifat fisik unsur dan senyawanya berulang secara periodik (Prasetyawan, 2008).

4.3.1 Tabel Periodik Mendeleev

Dalam tabel berkala Mendeleev, susunan unsur-unsur dalam urutan massa atom, ditempatkan dalam barisan horizontal, satu

baris dibawah barisan lainnya. Sedangkan sifat unsur-unsur yang sama diletakkan dalam posisi vertikal. Tabel periodic adalah susunan tabel unsur-unsur dalam baris dan kolom didasarkan pengulangan secara teratur dari sifat-sifat unsur (Farah, 2019).

Gambar 4.1 Tabel Periodik Mendeleev
(Sumber: Farah, 2019)

Unsur-unsur dalam Tabel Periodik ditata terdiri dari 12 baris mendatar dan 8 kolom tegak atau golongan. Golongan tersebut selanjutnya terbagi lagi menjadi sub golongan. Unsur-unsur yang belum ditemukan pada waktu itu secara objektif penting disediakan beberapa ruang kosong dan dibuat praduga mengenai bobot atom yang belum diketahui secara pasti, supaya cocok kedudukannya dalam golongan atau sub golongan. Unsur yang menduduki sub golongan yang sama maka sifat fisik dan kimiawi dari unsur tersebut sama pula, dan akan mengalami perubahan secara bertahap dari atas ke bagian bawah golongan. Misalnya logam alkali yang termasuk dalam golongan I memiliki titik didih yang meningkat sesuai dengan urutan. Unsur-unsur ini juga mempunyai volume atom yang tinggi, bergerak ke sebelah kanan dari tabel Mendeleev, sifat-sifat unsur berubah dari kolom (Achmadi, 1987).

4.3.1.1 Golongan Baru Tabel Periodik

Dalam tabel berkala, Mendeleev sengaja menyediakan ruang kosong untuk unsur-unsur yang belum diketahui. Ia tidak hanya meramalkan adanya unsur-unsur baru tersebut, tetapi juga meramalkan sifat-sifatnya. Hal itu dilaksanakan untuk menentukan kemiripan sifat dalam golongan. Misalnya, Ti ditempatkan pada golongan IV dan sengaja golongan III tidak diisi sebab Ti memiliki sifat yang mirip dengan C dan Si, dibandingkan dengan Al dan B. Mendeleev memberikan ramalan tentang sifat unsur belum dikenal. Dugaan itu ditentukan dengan melihat sifat unsur lain yang sudah diketahui dimana posisinya berdekatan baik secara vertikal maupun horizontal. Pada saat unsur diramal diperoleh, sifatnya sangat cocok perkiraan Mendeleev seperti Germanium (Ge) yang ditemukan pada tahun 1886 dan dinamakan ekasilikon (Yusuf, 2018).

William Ramsay menemukan unsur argon yang mempunyai massa lebih besar daripada klorin dan dibandingkan juga dengan natrium. William Ramsay mengusulkan tempat golongan terpisah pada tabel untuk unsur argon tersebut. Argon ditempatkan dalam golongan baru yang disebut golongan 0 terletak antara golongan VII dan I (Prasetyawan, 2008).

4.3.1.2 Nomor Atom Sebagai Dasar Hukum Periodik

Keraguan yang muncul terhadap Tabel Mendeleev akhirnya hilang, dimana unsur disusun dalam berkala menurut nomor atom. Hal ini terbukti bahwa nomor atom, jumlah proton dalam inti atom menentukan posisi atau letak unsur tersebut dalam tabel. Selain itu setiap unsur dijumpai dalam kelompok yang sejenis apabila memiliki sifat yang sama, dan nomor atom unsur dapat menentukan sifat-sifat fisika dan kimia (Maun, dkk, 1999).

Pada mulanya tabel berkala menempatkan pasangan unsur tidak berurutan. Misalnya Argon (bobot atom 39,9) ditempatkan sebelum kalium. Dengan demikian kalium suatu logam aktif muncul ditengah-tengah gas mulia dan argon, suatu gas mulia hadir diantara logam aktif (Achmadi, 1987).

Kemudian, konsep mengenai nomor atom diajukan oleh Henry Moseley (1913), memperoleh persamaan antara nomor atom dengan frekuensi sinar X dari penembakan unsur dengan elektron berenergi tinggi.

$$\sqrt{V} = a (Z - b)$$

Dimana V adalah frekuensi, a dan b adalah konstanta, serta Z adalah nomor atom (Prasetiawan, 2008).

4.3.2 Tabel Periodik Modern

Perbedaan dasar dari tabel periodik Mendeleev dengan tabel periodik modern adalah bentuknya dimana tabel periodik Mendeleev berbentuk pendek sedangkan tabel berkala modern berbentuk panjang. Sub golongan yang terpisah satu sama lain. Periode adalah baris mendatar yang diatur pada tabel berdasarkan kenaikan nomor atom, sedangkan kolom yang tegak terdiri dari unsur sejenis disebut golongan (Achmadi, 1987).

Sekarang yang menjadi standard adalah tabel yang direkomendasikan oleh IUPAC dimana terdiri dari nomor golongan I untuk golongan alkali dan sampai 18 untuk gas mulia. Berdasarkan komposisi orbitalnya, klasifikasi unsur blok s terdiri dari hidrogen, helium, dan unsur-unsur golongan 1 dan 2. Unsur blok p adalah Golongan 13-16 sedangkan golongan 3-12 termasuk unsur blok d, serta unsur lantanoid dan aktinoid sebagai unsur blok f (Saito, 2004).

Pada umumnya tabel periodik terdiri dari tiga kelas unsur yaitu:

a. Logam

Logam merupakan kelas unsur yang terbesar dan terletak disebelah kiri dan ke arah tengah tabel periodik. Logam cenderung kehilangan elektronnya untuk membentuk ion positif daripada mendapatkan elektron dan menjadi ion negatif. Logam terbagi atas dua yaitu logam-logam dalam kategori 1 terletak paling kiri di tabel berkala (Grup IA dan IIA), sedangkan kategori 2 terletak di tengah (Golongan B)

b. Non Logam

Non logam menempati bagian dari tabel periodik di sebelah kanan. Secara umum non logam cenderung mendapatkan elektron untuk membentuk ion negative dsripada kehilangan electron untuk membentuk ion positif.

c. Semi Logam

Kecenderungan yang jelas dalam tabel periodik bahwa pada setiap periode unsur berubah dari logam menjadi bukan logam. Perubahan karakter ini tidak dijelaskan secara detail tetapi bertahap. Umumnya unsur-unsur yang berada di sebelah kiri adalah logam, dan di sebelah kanan adalah non logam. Akan tetapi ada juga yang menunjukkan sifat logam pada kondisi tertentu, dan sifat non logam pada kondisi lain. Unsur-unsur ini disebut semi logam termasuk Boron (B), Silikon (Si), Germanium (Ge), Arsenik (As), dan Telurium (Te) (Departement of Energy, 1993).

4.4 Unsur-unsur Logam Golongan Utama

4.4.1 Golongan IA

Golongan IA terdiri dari Litium (Li), Natrium (Na), Kalium (K), Rubidium (Rb), Cesium (Cs), dan Fransium (Fr). Golongan ini mempunyai satu elektron di kulit elektron terluarnya. Dengan demikian, setiap unsur dalam golongan ini memiliki kecenderungan untuk kehilangan satu ion positif bermuatan tunggal yang memiliki konfigurasi elektron stabil pada unsur gas Nobel tetangganya dalam tabel periodik. Golongan IA selain hidrogen disebut logam alkali (Farah, 2019).

Golongan alkali memiliki elektron valensi sebanyak satu buah yang menyebabkan energi ikatan dalam kisi kristalnya menjadi agak lemah. Hal itu karena golongan ini bersifat lunak dan mempunyai titik leleh yang kecil (Sriatun dkk, 2012).

4.4.2 Golongan IIA

Unsur-unsur Golongan IIA membentuk senyawa yang serupa dengan dan jauh lebih keras daripada golongan IA. Seperti yang ditunjukkan sebelumnya bahwa semua unsur dalam golongan tertentu mempunyai kemiripan sifat baik secara fisika maupun kimia (Departement of Energy, 1993).

Golongan IIA yaitu Berilium (Be), Magnesium (Mg), Kalsium (Ca), Stronsium (Sr), Barium (Ba), dan Radium (Ra). Sifat dari golongan ini mempunyai kemiripan selain berilium, karena unsur ini mempunyai sifat yang mirip dengan aluminium. Radium merupakan unsur paling berat dan mempunyai isotop yang melimpah dan bersifat radioaktif (Sriatun dkk, 2012).

4.5 Unsur-unsur Non Logam Golongan Utama

Unsur golongan VIIA dan VIA masing-masing membutuhkan satu dan dua elektron untuk membentuk konfigurasi gas mulia. Dalam banyak kasus atom nonlogam akan mendapat tambahan satu elektron secara spontan, tetapi energi yang dibutuhkan untuk memaksanya diterima dari penambahan elektron (Prasetiawan, 2008).

Unsur golongan VIA yaitu Oksigen (O), Sulfur (S), Selenium (Se), Telurium (Te), Polonium (Po), dan Ununheksium (Uuh). Sedangkan golongan VIIA disebut juga unsur halogen ditemukan pada tahun 1776 dan seterusnya dan terletak disebelah kiri gas mulia pada tabel periodik. Adapun unsur non logam ini yaitu Flour (F), Klor (Cl), Brom (Br), Iodium (I), dan Astatin (At). Meskipun Astatin bersifat radioaktif dan hanya memiliki isotop berumur pendek dan sifatnya mirip dengan iodium. Unsur halogen mempunyai 7 elektron valensi sehingga hanya membutuhkan satu elektron tambahan membentuk oktat penuh. Karakteristik ini membuat unsur ini lebih reaktif daripada nonlogam lainnya (Farah, 2019).

Atom-atom dalam unsur golongan VIIA dan VIA adalah bukan logam yang paling aktif mempunyai konfigurasi elektron dengan gas mulianya. Unsur nonlogam adalah atom yang mampu

memenuhi konfigurasi elektron dari gas mulia melalui penambahan elektron dalam jumlah yang sedikit (Achmadi, 1987).

4.6 Unsur-unsur Logam Transisi

Atom-atom dari unsur ini umumnya mempunyai dua elektron pada orbital s dengan bilangan kuantum utama tertinggi (hanya sedikit yang mempunyai elektron tunggal dalam orbital ini) dan orbital d dan atau f dari kulit bagian dalam yang terisi sebagian (Achmadi, 1987).

Sedikit dari logam transisi yang mencapai konfigurasi gas mulia ketika membentuk kation, sebagai contoh Ti pada Ti^{4+} dan Sc pada Sc^{3+} . Sebagian besar unsur logam ini tidak memenuhi konfigurasi gas mulia. Konfigurasi ini dengan subkulit d atau f yang setengah penuh mempunyai kestabilan khusus, dan ditemukan bahwa nomor ion transisi mempunyai beberapa konfigurasi (Prasetyawan, 2008).

4.7 Unsur-unsur Gas Mulia

Unsur gas mulia terdiri dari Helium (He), Neon (Ne), Argon (Ar), Kripton (Kr), Xenon (Xe), dan Radon (Rn). Golongan ini mempunyai konfigurasi elektron penuh sehingga tidak reaktif dan senyawanya tidak diketahui dan disebut dengan gas inert (Saito, 2004).

Atom gas mulia mempunyai jumlah elektron maksimum dalam kulit valensinya, dua untuk helium ($1s^2$) dan delapan untuk gas mulia lainnya ($ns^2 np^6$). Konfigurasi elektron ini sulit untuk dirubah dan nampaknya memberikan sifat inert dari gas mulia. Yang menarik adalah logam blok s cenderung memberikan elektronnya sehingga dapat membentuk konfigurasi gas mulia (Prasetyawan, 2008).

4.8 Sifat Periodik Unsur

4.8.1 Jari-jari atom

Jari-jari atom disebut sebagai jarak setengah antara dua inti dalam dua atom logam yang berdekatan. Ukuran atom dalam suatu

periode menurun, hal ini karena dalam periode elektron berada dalam kulit valensi yang sama dan muatan inti efektif meningkat sebagai atom. Peningkatan jumlah elektron mengakibatkan peningkatan tarikan elektron ke inti. Pada tabel periodik secara vertikal jari-jari atom semakin meningkat secara teratur dengan nomor atom. luar dimana besarnya dipengaruhi oleh jumlah kulit elektron dan muatan inti atom.

4.8.2 Jari-jari Ion

Jari-jari ionik dengan mengukur jarak antara kation dan anion dalam kristal ionik. Secara umum, jari-jari ionik unsur menunjukkan kecenderungan yang sama dengan jari-jari atom. Kation dengan muatan positif yang lebih besar akan memiliki radius yang lebih kecil. Variasi jari-jari atom. Anion dengan muatan negatif akan memiliki radius yang lebih besar pula. Dalam hal ini akan tolakan tanpa elektron akan melebihi muatan inti dan ion akan membesar dalam ukuran.

4.8.3 Afinitas Elektron

Afinitas elektron adalah energi yang dilepaskan ketika sebuah elektron ditambahkan ke atom untuk membentuk ion negatif. Jadi besaran afinitas elektron adalah besaran yang menunjukkan kemampuan atom untuk menarik elektron. Semakin tinggi afinitas elektron menunjukkan bahwa atom itu gampang untuk menarik elektron dari luar sehingga menjadi ion negatif (anion).

4.8.4 Keelektronegatifan

Ukuran besarnya kemampuan atom dalam suatu senyawa untuk menarik elektron bersama dari atom lain untuk diri sendiri disebut keelektronegatifan. Keelektronegatifan suatu unsur tertentu tidak konstan tergantung pada unsur yang terikat padanya. Dalam satu periode jari-jari atom menurun, sedangkan keelektronegatifan semakin meningkat. Sedangkan dalam satu golongan, oleh karena itu, keelektronegatifan akan menurun dengan bertambahnya jari-jari atom. Keelektronegatifan terbesar pada setiap periode dimiliki oleh golongan VIIA (Unsur-unsur halogen).

4.8.5 Energi Ionisasi

Energi ionisasi adalah besarnya energi yang menunjukkan seberapa sukar elektron dilepaskan dari atom. Untuk atom dengan jumlah elektron banyak, maka jumlah energi yang diperlukan untuk perpindahan elektron pertama dari atom dalam keadaan *ground state*. Atom tidak mampu melepaskan elektronnya secara langsung dalam keadaan biasa, sehingga harus menyerap energi agar terjadi pengionan (ionisasi). Dalam periode, energi ionisasi umumnya meningkat, Adapun faktor yang mempengaruhi energi ionisasi yaitu daya tarik elektron menuju inti, dan yang tolakan elektron satu sama lain.

4.8.6 Sifat Logam dan Non Logam

Sifat yang khas untuk unsur logam yaitu berkilau, memberikan hantaran panas dan listrik, dapat ditempa, serta dapat dibuat menjadi kawat panjang. Sifat unsur logam berbeda dengan unsur non logam. Dalam tabel periodik, sifat unsur logam menunjukkan bahwa semakin ke bawah semakin meningkat, sedangkan makin ke kanan maka semakin menurun (Seaborg, 2022).

DAFTAR PUSTAKA

- Achmadi Suminar. 1987. *Kimia Dasar Prinsip dan Terapan Modern Edisi Keempat Jilid 1*. Jakarta: Penerbit Erlangga.
- Department of Energy. 1993. *Doe Fundamentals Handbook Chemistry Volume 1 of 2*. Washington: U.S. Department of Energy.
- Farah Hersi, M. 2019. *Basic Chemistry Book First Edition*. United States: Lulu Press. Inc.
- Hendry Robin F. 2019. *Elements and First Principles in Chemistry*. Durham: Department Of Philosophy.
<https://doi.org/10.1007/s11229-019-02312-8>
- Maun, S., Anas, K., & Sally, S, T. 1999. *Kimia Universitas Asas & Struktur Edisi Kelima Jilid Satu*. Jakarta: Binarupa Aksara.
- Prasetiawan Widi. 2008. *Kimia Dasar I*. Jakarta: Penerbit Buku Berkualitas Prima.
- Saito Taro. 2004. *Buku Teks Kimia Anorganik Online*. Tokyo: Iwanami Shoten Publisher.
- Sriatun, Taslimah, & Suhartana. 2012. *Buku Ajar Kimia Unsur*. Semarang: LPPM UNDIP.
- Seaborg Glenn. 2022. *Classification of Elements and Periodicity in Properties*. Chemistry.
- Yusuf Yusnidar. 2018. *Modul Kimia Dasar*. Jakarta: Universitas Muhammadiyah.

BAB V

MASSA MOLEKUL

Oleh Tuti Suprianti

5.1 Molekul

5.1.1 Sejarah

Pada tahun 1811 seorang ilmuwan Italia yang bernama Avogadro mencetuskan hipotesisnya yang berpendapat bahwa partikel tidak harus berbentuk atom. Terdapat kemungkinan partikel terdiri atas atom-atom yang bergabung yang diberi nama *Molekul*. Jadi, Avogadro adalah orang yang pertama kali membedakan antara atom dan molekul. Dalam hipotesisnya Avogadro menyatakan bahwa air tersusun atas dua unsur yaitu atom Hidrogen dan atom Oksigen. Satu atom Oksigen mengikat dua atom Hidrogen, H_2O . Sehingga perbandingan berat satu atom oksigen dengan satu atom Hidrogen adalah 16 berbanding 1. Hipotesis Avogadro ini ditentang ilmuwan saat itu hingga setengah abad lamanya. Namun, pada tahun 1858, seorang ilmuwan Stanislao Cannizaro mengungkapkan kembali mengenai “konsep molekul” Avogadro yang dapat digunakan sebagai dasar penentuan massa molekul berbagai gas (Ade, 2022).

Jika gas-gas dengan volume dan pada keadaan suhu serta tekanan yang sama, terdapat jumlah molekul yang sama, maka massa masing-masing gas dapat ditentukan melalui massa jenisnya. Pendapat Cannizaro tersebut telah memperkuat teori molekul Avogadro bahwa molekul unsur adalah kumpulan atom yang bergabung dalam suatu kesatuan. Seperti O_2 , H_2 , dan Cl_2 . Tetapi saat ini penentuan massa molekul telah didasarkan pada massa atom relatif (M_r) unsur-unsur penyusunnya (Ade, 2022).

5.1.2 Defenisi

Unsur-unsur bersatu membentuk suatu senyawa melalui ikatan kimia (chemical bonds) dengan cara serah terima elektron (sharing electrons). Ikatan ini disebut ikatan kovalen, dan senyawa yang dihasilkan disebut **molekul**. Molekul adalah partikel terkecil dalam suatu unsur atau senyawa yang masih memiliki sifat molekul atau senyawa tersebut. Misalnya, oksigen (O_2) adalah senyawa. Partikel terkecilnya yaitu satu molekul O_2 . Jika satu molekul O_2 ingin dipecah lagi menjadi unsur-unsurnya maka sifat dari unsur-unsur tersebut akan jauh berbeda dengan sifat O_2 (Zumdahl, 1997).

Molekul dapat di presentasikan dalam beberapa cara, yang paling sederhana adalah melalui Rumus Kimia, dimana simbol unsur digunakan untuk menunjukkan jenis unsur dan angka menunjukkan jumlah unsur. Sesuai dengan hukum perbandingan tetap, dalam suatu molekul dapat mengandung atom-atom dari satu atau lebih unsur yang sama atau unsur yang berbeda yang bergabung dengan perbandingan tertentu. Misalnya, rumus Nitrogen dioksida adalah NO_2 , artinya setiap molekul mengandung 1 atom Nitrogen dan 2 atom oksigen. Seperti halnya atom, molekul tidak bermuatan listrik (netral).

5.2 Massa Molekul Relatif (Mr)

Molekul terdiri dari susunan atom yang saling terikat dengan susunan yang tetap. Massa molekul (ada kalanya disebut berat molekul) merupakan total nilai massa atom dari atom-atom yang menyusun molekul. Susunan atom molekul disusun menjadi rumus molekul (Chang, 2003)

Massa molekul relatif yang dilambangkan dengan Mr didefinisikan oleh IUPAC sebagai *"perbandingan massa molekul zat dengan 1/12 massa satu atom C-12, satuannya satuan massa atom (sma)"*.

$$\text{Mr Zat X} = \frac{\text{Massa rata-rata molekul X}}{\frac{1}{12} \text{ massa satu atom C-12}}$$

Massa molekul dapat dihitung dengan mengetahui atom-atom penyusun suatu molekul. Misalnya, massa senyawa HNO_3 adalah..

$$\begin{aligned}\text{Massa HNO}_3 &= \text{massa atom H} + \text{massa atom N} + 3(\text{massa atom O}) \\ &= 1,00 \text{ sma} + 14,01 \text{ sma} + 3(16,00) \text{ sma} \\ &= 1,00 \text{ sma} + 14,01 \text{ sma} + 48 \text{ sma} \\ &= 63,01 \text{ sma}\end{aligned}$$

Istilah Berat molekul dan massa molekul sering digunakan dalam pembahasan ilmu pengetahuan karena merujuk terhadap jumlah tertentu, sedangkan kedua istilah tersebut memiliki perbedaan. 'Berat molekul' adalah ukuran berat atom-atom dari molekul, sedangkan 'massa molekul' adalah nilai keseluruhan massa masing-masing unsur suatu molekul. Namun, Istilah "massa molekul relatif " lebih tepat digunakan dalam ilmu kimia.

5.2.1 Perhitungan Massa Molekul Relatif (M_r)

Rumus molekul senyawa perlu diketahui dalam melakukan perhitungan penentuan massa molekul relatif (M_r) yang mencakup jumlah atom dan nama atom dalam molekul serta menentukan massanya. Hasil akhir diperoleh dengan mengalikan jumlah atom dari tiap unsur dengan massa atomnya kemudian dijumlahkan untuk seluruh unsur.

Contoh.

Tentukan massa molekul dari Glukosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) !

Jawab:

Susunan atom dalam senyawa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ adalah 6 atom C, 12 atom H, dan 6 atom O.

Sehingga Massa Molekul $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ adalah..

Massa atom H = 1,00 sma

Massa atom C = 12,01 sma

Massa atom O = 16,0 sma

$$\begin{aligned}
 \text{Massa molekul } C_6H_{12}O_6 &= (\text{jumlah atom C} \times \text{massa atom C}) + \\
 &\quad (\text{jumlah atom H} \times \text{Massa atom H}) + \\
 &\quad (\text{jumlah atom O} \times \text{Massa atom O}) \\
 &= (6 \times 12,01) \text{ sma} + (12 \times 1,00) \text{ sma} + (6 \times \\
 &\quad 16,0) \text{ sma} \\
 &= (72,06 + 12,00 + 96,0) \text{ sma} \\
 &= 180,06 \text{ sma}
 \end{aligned}$$

Latihan

1. Pada saat demam Abid meminum obat Paracetamol, $C_8H_9NO_2$, untuk menurunkan demamnya. Diketahui Ar O = 16, Ar H = 1, Ar N = 14, dan Ar C = 12 . Maka massa molekul Paracetamol adalah...
2. Semangka merupakan sumber vitamin C dan vitamin A yang sangat baik selain itu menyegarkan tubuh saat dikonsumsi. Jika rumus molekul Vitamin C adalah $C_6H_8O_6$. Berapakah massa molekul Vitamin C jika Ar H=1, Ar C = 12 dan Ar O = 16 ?
3. Asap hasil pembakaran sampah mengandung bahan-bahan kimia yang berbahaya, diantaranya adalah Dioxin, $C_4H_4O_2$, Berapakah massa molekul dioxin ? (Ar O=16, Ar H = 1, dan Ar C = 12)
4. Fruktosa, $C_6H_{12}O_6$ adalah salah satu jenis gula yang terdapat dalam madu selain glukosa, gula ini digunakan tubuh sebagai salah satu sumber energi. Berapa massa molekul Fruktosa jika Ar C=12, Ar H = 1 dan Ar O = 16 ?
5. Urea, CH_4N_2O , adalah pupuk organik yang banyak digunakan oleh petani. Merupakan produk samping dari pengolahan gas alam atau pembakaran batu bara. Berapa massa molekul urea ? (Ar C = 12, Ar H = 1, Ar N = 14 dan Ar O = 16)
6. Pada suhu dan tekanan tertentu, 2,0 L gas X dengan massa 3,0 gram dan 15 L gas NO dengan massa 8 gram. Berapa massa molekul relatif gas X (Mr No. =30) ?
7. Hitung massa molekul relatif gas X jika pada 1 atm dan suhu ruang memiliki volume 6 L dan massa 12 gram !

5.3 Massa Rumus Relatif

Senyawa yang terusun atas ion positif (+) dan ion negatif (-) tidak termasuk dalam kategori senyawa molekul. Misalnya MgSO_4 yang terdiri atas ion Mg^{2+} dan SO_4^{4-} tidak dapat disebut sebagai senyawa molekul. Untuk menentukan massa senyawa MgSO_4 digunakan istilah *Massa Rumus Relatif* sebagai ganti istilah massa molekul relatif walaupun perhitungan yang digunakan sama.

Contoh.

Hitung massa rumus relatif dari senyawa MgSO_4 !

Jawab:

Susunan atom dalam senyawa MgSO_4 adalah 1 atom Mg ,1 atom S, dan 4 atom O.

Massa atom Mg = 24,31 sma

Massa atom S = 32,07 sma

Massa atom O = 16,0 sma

Sehingga massa molekul MgSO_4 adalah..

$$\begin{aligned}\text{Massa rumus relatif } \text{MgSO}_4 &= (\text{jumlah atom Mg} \times \text{massa atom Mg}) + \\ &\quad (\text{jumlah atom S} \times \text{Massa atom S}) + \\ &\quad (\text{jumlah atom O} \times \text{Massa atom O}) \\ &= (1 \times 24,31 \text{ sma}) + (1 \times 32,07 \text{ sma}) + \\ &\quad (4 \times 16,0 \text{ sma}) \\ &= (24,31 + 32,07 + 64) \text{ sma} \\ &= 120,38 \text{ sma}\end{aligned}$$

Latihan

1. Saat mengepel lantai Siti menggunakan produk pembersih lantai yang mengandung HCl 12%. Diketahui Ar H = 1, Ar Cl = 35,5 Hitunglah massa rumus relatif HCl !
2. Saat pasien mengalami kekurangan cairan tubuh dan dehidrasi maka pasien diinfus dengan larutan NaCl 0,9%. Hitung massa rumus relatif NaCl, jika Ar Na = 23 dan Cl = 35,5 !

3. Anna merawat kulitnya dengan berendam memakai garam Inggris, MgSO_4 , untuk menjaga dan merawat kecantikan tubuh. Jika diketahui Ar Mg = 24,3, Ar S = 32, Ar O = 16. Berapa massa rumus relatif MgSO_4 ?
4. Seorang guru menggunakan kapur tulis sebagai alat bantu dalam mengajar. Hitung massa rumus relatif kapur tulis, CaCO_3 ! Ar Ca = 40, Ar C = 12 dan Ar O = 16
5. Saat praktikum di laboratorium, tangan Mawar terkena asam sulfat sehingga kulitnya melepuh. Hitung massa rumus relatif asam sulfat H_2SO_4 . diketahui Ar H = 1, Ar S = 32 dan Ar O = 16 !

5.4 Massa Molar (M)

Massa molar (M) adalah massa satu mol zat unsur atau senyawa kimia dalam satuan gram per mol (g/mol). Misalnya, satu mol C-12 terdiri atas $6,02 \times 10^{23}$ atom karbon dengan massa 12 gram.

Satu mol sama dengan jumlah bilangan Avogadro $6,02 \times 10^{23}$ baik itu atom, ion, maupun molekul (Zumdahl, 1997).

Sehingga untuk menghubungkan antara massa dan jumlah mol digunakan massa molar. Apabila suatu zat diketahui massa molar dan molnya, maka massanya dapat ditentukan dan sebaliknya. Massa molar berhubungan juga dengan massa atom relatif (Ar) unsur penyusun suatu senyawa dan berkaitan juga dengan massa molekul relatif (Mr).

Berdasarkan hal tersebut, dapat dinyatakan bahwa

Satu mol (n) zat sebanding dengan massa zat dalam satuan gram berbanding terbalik dengan nilai Ar atau Mr zat tersebut

Secara matematis, massa molar dirumuskan sebagai berikut :

Untuk unsur monoatomik

$$\text{Mol} = \frac{\text{Massa (g)}}{\text{Ar}}$$

Untuk unsur diatomik dan senyawa

$$\text{Mol} = \frac{\text{Massa (g)}}{\text{Mr}}$$

Dalam ilmu kimia, massa molar digunakan dalam perhitungan stokiometri sebagai faktor konversi massa zat yang diukur dengan jumlah molnya. Jumlah molekul zat dapat dibandingkan dengan jumlah molekul zat lainnya. Sebagai contoh dalam suatu reaksi kimia jumlah molekul Zat A dan Zat B adalah sama, massa molar A adalah dua kali lipat massa molar B, sehingga dalam reaksi ini dibutuhkan 2 gram zat A untuk setiap 1 gram zat B.

Contoh.

1. Sebuah alat rumah tangga yang terbuat dari Aluminium memiliki berat 37 gram. Hitung jumlah mol alat tersebut ! (Ar Al=27)

Jawab:

Untuk unsur monoatomik

$$\text{Mol} = \frac{\text{Massa (g)}}{\text{Ar}} = \frac{\text{massa Al}}{\text{Ar Al}} = \frac{37 \text{ gram}}{27} = 0,37 \text{ mol}$$

2. Berapa jumlah mol gelas yang berisi air sebanyak 250 ml ?
Ar H=1 dan Ar O = 16

Jawab:

$$\begin{aligned}\text{Mr H}_2\text{O} &= (2 \times \text{Ar H}) + (1 \times \text{Ar O}) \\ &= (2 \times 1) + (2 \times 16) \text{ g/mol} \\ &= 18 \text{ g/mol}\end{aligned}$$

$$\text{Massa air} = 250 \text{ ml} = 250 \text{ gram}$$

Untuk unsur diatomik dan senyawa

$$\text{Mol} = \frac{\text{Massa (g)}}{\text{Mr}} = \frac{\text{massa air}}{\text{Mr air}} = \frac{250 \text{ gram}}{18 \text{ g/mol}} = 13,87 \text{ mol}$$

Jadi jumlah mol dalam 1 gelas air adalah 13,87 mol

3. Ibu memasak dengan menambahkan 2 mol garam kedalam masakannya. Berapa garam yang ibu berikan ? Mr NaCl = 58,5 g/mol

Jawab.

Mr Garam (NaCl) = 58,5 g/mol

mol garam = 2 mol

Sehingga jumlah garam yang ditambahkan adalah..

$$\begin{aligned}\text{Massa garam} &= \text{mol} \times \text{Mr NaCl} \\ &= 2 \text{ mol} \times 58,5 \text{ g/mol} \\ &= 117 \text{ gram}\end{aligned}$$

Latihan.

1. Berapa mol dan jumlah partikel dari 8 g urea ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$) jika Ar : H = 1, C = 12, N = 14, O = 16 !
2. Pada persamaan reaksi $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ Hitunglah jumlah mol N_2 yang terbentuk jika 43 g NH_3 direaksikan dengan 2 mol O_2 !
3. Hitunglah A_r dari 0,2 mol X dengan massa 10 gram !
4. Hitunglah kuantitas mol 240 gram Ca, jika $A_r \text{ Ca} = 40$!
5. Diketahui $A_r \text{ C} = 12$, dan $A_r \text{ O} = 16$. Hitunglah massa dari 3 mol CO_2 !

5.5 Spektrometer Massa

Langkah awal dalam analisis senyawa yang tidak dikenal adalah dengan penentuan massa molekul. Secara umum massa molekul ditentukan dengan spektrometer massa atau dengan cara lain yang lebih sederhana, seperti penetapan rapat uap dan penurunan titik beku. Spektrometer massa digunakan untuk menentukan massa molekul kecil hingga menengah, sedangkan untuk massa molekul yang lebih besar dan makromolekul (seperti DNA dan protein) menggunakan hamburan cahaya dan viskositas.

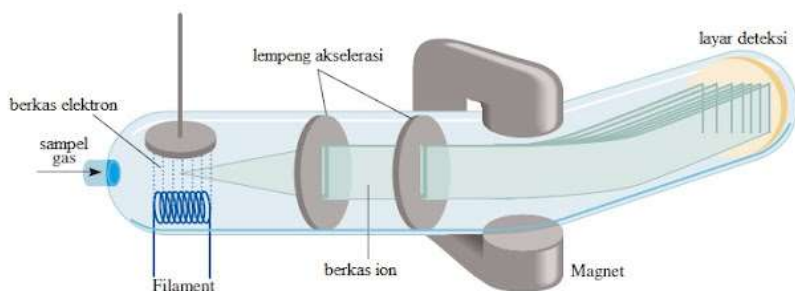
Spektrometer massa adalah instrumen elektronik untuk mengukur massa senyawa fase gas terionisasi. Ini adalah metode paling akurat yang tersedia untuk menentukan massa atom dan molekul. Ada banyak jenis spektrometer massa. Semuanya terdiri dari 4 bagian dasar yang sama, ruang ionisasi untuk mengubah sampel netral menjadi ion, optik ion untuk mengarahkan ion ke penganalisa massa, penganalisa massa untuk menyortir ion berdasarkan rasio massa terhadap muatan, dan detektor untuk menghitung. berbagai jenis ion yang diurutkan oleh penganalisa. Tipe ionizer dan mass analyzer menentukan tipe sampel yang paling sesuai untuk dianalisis oleh spektrometer massa (Goldsby, 2016).



Gambar 1. Bagian dasar Spektrometer Massa

Sumber: (Goldsby, 2016)

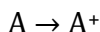
5.5.1 Prinsip kerja Spektrometer Massa



Gambar 2. Spektrometer Massa

Sumber: Chang, 2003

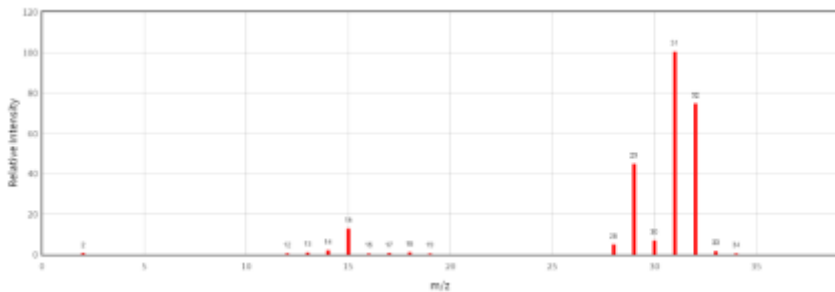
Dalam penentuan massa molekul senyawa dengan spektrometer massa, senyawa organik dalam fase uap ditembak menggunakan berkas elektron yang bertenaga tinggi. Ion-ion molekul dengan muatan positif akan terbentuk. Ion-ion molekul ini akan dapat terpecah lagi menjadi ion yang lebih kecil. Dalam proses ini *radikal kation* terbentuk karena lepasnya satu elektron dari molekul organik, dapat dinyatakan sebagai



atau $A^+ \rightarrow a_1^+ + a_2$ atau $a_1 + a_2$

Ion A^+ dapat terurai kembali menjadi sepasang fragmen/pecahan yang lebih kecil berupa radikal dan ion atau radikal dan molekul netral, tergantung dari stabilitas molekul organiknya.

Semua hasil pecahan yang dihasilkan tersebut akan dicatat oleh detektor sesuai dengan massa dan muatannya. Puncak ion yang dihasilkan akan memberikan keterangan tentang massa molekul senyawa yang dianalisis (Hardjono, 2013).

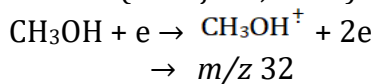


Gambar 3. Spektrum Massa Metil alkohol m/z

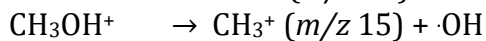
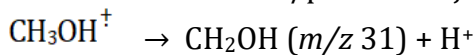
Sumber:

<https://webbook.nist.gov/cgi/cbook.cgi?ID=C67561&Mask=200>

Sebagai contoh (Gambar 3) Metil alkohol membentuk ion molekul (Hardjono, 2013).



CH_3OH^+ akan terurai/pecah menjadi fragmen yang lebih kecil.



DAFTAR PUSTAKA

- Brown, Theodore, L. 2015. *Chemistry: the Central science*. Boston: Pearson
- Chang, R., Goldsby, A., K. 2016. *Student Study Guide to Accompany Chemistry, twelfth edition*. New York: McGraw - Hill Education
- Hardjono Sastrohamidjojo. 2013. *Dasar-dasar Spektroskopi*. Yogyakarta: Gadjah Mada University Press.
- NIST Chemistry WebBook, SRD 69. 2021. "Methyl Alcohol". <https://webbook.nist.gov/cgi/cbook.cgi?ID=C67561&Mask=200>, Diakses pada 15 Maret 2023 pukul 15:00
- Raymond Chang. 2003. *Kimia Dasar Edisi Ketiga: Konsep-konsep Inti*. Jakarta: Erlangga.
- Sri Mulyanti, Moh. Nurkhozin. 2019. *Kimia Dasar (Jilid 1) Edisi Revisi*. Bandung: Alfabeta.
- Yayan Sunarya. 2022. *Kimia Dasar 1*. Bandung: Yrama Widya.
- Zumdahl, Steven, S. 1997. *Chemistry*. Boston: Houghton Mifflinn

BAB VI

KOMPOSISI SENYAWA KIMIA

Oleh Nur Aeni

6.1 Senyawa Kimia

Senyawa kimia memiliki dua atau lebih unsur kimia yang saling berikatan. Senyawa kimia secara umum dapat diklasifikasikan menjadi dua kelompok besar: senyawa molekuler dan senyawa ionik. Senyawa molekuler melibatkan atom yang bergabung dengan ikatan kovalen dan dapat diwakili oleh berbagai formula. Senyawa ionik tersusun dari ion-ion yang bergabung melalui ionik, dan rumus umumnya ditulis menggunakan bilangan oksidasi (Petrucci, 1989). Contoh senyawa kimia yang banyak dikenal oleh hampir semua orang adalah air, soda kue, kapur, dan cuka. Namun tidak semua orang yang kenal dengan penulisan senyawa kimia tersebut. Gula juga termasuk senyawa kimia, ada banyak contoh senyawa kimia dalam kehidupan manusia di alam semesta ini, baik dari dalam diri manusia itu sendiri maupun dari luar lingkungan manusia. Pada tiap-tiap unsur dalam senyawa kimia terdapat rumus yang menunjukkan jenis dan jumlah atom definitifnya yang disebut dengan rumus molekul (Brady, 1990). Untuk menentukan rumus molekul dalam senyawa kimia diperlukan rumus empiris dan berat molekul.

6.1.1 Senyawa Organik

Pada setiap senyawa kimia mempunyai nama ditentukan dengan menggunakan rumus kimia. Sekitar sepertiga dari senyawa yang diproduksi secara industri adalah senyawa organik (Charles W. Keenan, 1993). Semua organisme hidup terdiri dari senyawa organik, seperti pada makanan, obat-obatan, serat pakaian, dan plastik. Deteksi senyawa organik berguna di banyak bidang. Kelas paling sederhana dari senyawa organik adalah hidrokarbon, yang seluruhnya terdiri dari karbon dan hidrogen. Minyak bumi dan gas

alam adalah campuran yang kompleks dan terjadi secara alami dari banyak hidrokarbon berbeda yang menjadi bahan mentah untuk industri kimia (Charles W. Keenan, 1993). Empat kelas utama hidrokarbon adalah sebagai berikut:

1. Alkana, yang hanya mengandung ikatan tunggal karbon-hidrogen dan karbon-karbon
2. Alkena, yang mengandung setidaknya satu ikatan rangkap karbon-karbon
3. Alkuna, yang mengandung setidaknya satu ikatan rangkap tiga karbon-karbon
4. Dan hidrokarbon aromatik, yang biasanya mengandung cincin enam atom karbon yang dapat ditarik dengan ikatan tunggal dan rangkap bolak-balik (Charles W. Keenan, 1993).

Alkana juga disebut hidrokarbon jenuh, sedangkan hidrokarbon yang mengandung banyak ikatan seperti alkena, alkin, dan aromatik merupakan ikatan tidak jenuh. Hidrokarbon juga bisa bersifat siklik, dengan ujung rantai terhubung membentuk cincin. Secara kolektif, alkana, alkena, dan alkin disebut hidrokarbon alifatik. Hidrokarbon aromatik, atau *arena* adalah kelas hidrokarbon penting lainnya yang mengandung cincin atom karbon yang terkait dengan struktur benzena (C_6H_6). Turunan alkana atau *arena* yang satu atom hidrogennya telah dihilangkan masing-masing disebut *gugus alkil* atau *gugus aril*. Alkohol adalah kelas senyawa organik umum lainnya, yang mengandung gugus $-OH$ yang terikat secara kovalen dengan gugus alkil atau gugus aril yang sering disingkat R (Charles W. Keenan, 1993).

6.1.2 Senyawa Anorganik

Senyawa anorganik meliputi senyawa yang tersusun dari dua atau lebih unsur selain karbon, serta senyawa karbon tertentu yang tidak memiliki ikatan karbon-karbon, seperti sianida dan karbonat (Charles W. Keenan, 1993). Senyawa anorganik paling sering diklasifikasikan berdasarkan unsur atau kelompok unsur yang dikandungnya. Oksida misalnya, dapat berupa ionik atau

molekuler. Oksida ionik mengandung ion O^{2-} (oksida) dan kation logam, sedangkan oksida molekuler mengandung molekul di mana oksigen (O) terikat secara kovalen dengan nonlogam lain seperti belerang (S) atau nitrogen (N) (Suchocki, 2003).

Ketika oksida ionik dilarutkan dalam air, ion O_2 bereaksi dengan molekul air untuk membentuk ion hidroksida (OH), dan menghasilkan larutan basa. Oksida molekuler bereaksi dengan air menghasilkan asam oksi, seperti asam sulfat (H_2SO_4) dan asam nitrat (HNO_3). Senyawa ion terdiri dari ion positif dan negatif yang bergabung dengan ikatan ion. Ikatan ion umumnya terbentuk ketika elektron ditransfer dari satu atom ke atom lainnya, menyebabkan atom individu menjadi partikel bermuatan, atau ion (Suchocki, 2003).

Ion dapat disebut sebagai monoatomik atau poliatomik. Ion monoatomik seperti Cl hanya terdiri dari satu ion, sedangkan ion poliatomik seperti NO_3 didefinisikan sebagai ion poliatomik. Kombinasi ion-ion ini yang membentuk senyawa yang muatannya sama dengan nol dikenal sebagai satuan rumus senyawa ionik. Senyawa ionik umumnya cenderung membentuk garam yang mengkristal, umumnya memiliki titik didih atau titik leleh yang tinggi, dan merupakan penghantar listrik yang baik. Rumus senyawa ionik selalu ditulis dengan kation terlebih dahulu, diikuti dengan anion. Rumus tersebut kemudian dapat diselesaikan dengan mengacu pada tingkat oksidasi unsur-unsur yang ada (Suchocki, 2003).

Selain itu, senyawa anorganik meliputi hidrida (mengandung atom hidrogen), nitrida (mengandung ion N^3), fosfida (mengandung ion P^{3-}), dan sulfida (mengandung ion S^{2-}). Logam transisi membentuk berbagai macam senyawa anorganik. Yang paling penting adalah senyawa koordinasi di mana atom atau ion logam dikelilingi oleh dua hingga enam ligan. Ligan adalah ion atau molekul netral dengan pasangan elektron yang dapat disumbangkan ke atom logam untuk membentuk ikatan kovalen-koordinasi (Petrucci, 1999).

Segala material di bumi memiliki jumlah atom lebih dari 100 unsur kimia yang berbeda, yang didapatkan dalam bentuk asli maupun

dalam bentuk campuran senyawa kimia. Kandungan material yang murni tentu memiliki karakteristik atom dari setiap unsur yang unik. Contohnya, atom penyusun Magnesium berbeda dengan atom penyusun Belerang, dan Tembaga. Setiap unsur kimia memiliki simbol yang unik sesuai dengan nama asli atau dengan nama ilmiah unsur tersebut. Seperti, simbol kalium, nitrogen, dan besi (*ferrum/ferri*) masing-masing adalah K, N dan Fe. Atom utama penyusun segala yang ada di alam semesta adalah atom *carbon* yang memiliki simbol C, *oxigen* (O), dan *hydrogen* (H) (Petrucci, 1999).

Atom-atom pada unsur yang berbeda dapat bergabung satu sama lain untuk membentuk senyawa kimia. Hal tersebut merupakan prinsip dasar ilmu kimia. Ada dua jenis dasar senyawa kimia dalam kimia anorganik adalah senyawa molekuler dan senyawa ionik. CH₄ adalah simbol dari metana yang merupakan contoh senyawa kovalen yang terdiri atas atom karbon dan hidrogen dengan perbandingan empat atom hidrogen untuk setiap atom karbon yang memiliki kandungan molekul yang berbeda. Air adalah senyawa kimia yang terdiri atas perbandingan dua atom hidrogen dan satu atom oksigen, sehingga molekul air ditulis H₂O (Petrucci, 1999). Natrium klorida merupakan senyawa kimia yang memiliki perbandingan 1:1 natrium (Na) dengan klorin (Cl). NaCl termasuk senyawa ionik karena mengandung jumlah satu muatan positif yaitu (Na⁺) dan satu muatan negatif (Cl⁻) muatan yang terdapat dalam reaksi NaCl disebut dengan ion (Petrucci, 1999).

Ketika ahli kimia mensintesis senyawa baru, mereka mungkin belum mengetahui rumus molekul atau strukturnya. Dalam kasus seperti itu, mereka biasanya mulai dengan menentukan rumus empirisnya, jumlah relatif atom unsur-unsur dalam suatu senyawa, direduksi menjadi bilangan bulat terkecil. Karena rumus empiris didasarkan pada pengukuran eksperimental jumlah atom dalam sampel senyawa, itu hanya menunjukkan rasio jumlah unsur yang ada. Perbedaan antara rumus empiris dan molekul dapat diilustrasikan dengan butana, senyawa kovalen yang digunakan sebagai bahan bakar korek api sekali pakai (Petrucci, 1999).

Rumus molekul butana adalah C_4H_{10} . Rasio atom karbon dengan atom hidrogen dalam butana adalah 4:10, yang dapat direduksi menjadi 2:5. Rumus empiris untuk butana adalah C_2H_5 . Satuan rumus adalah pengelompokan mutlak atom atau ion yang diwakili oleh rumus empiris suatu senyawa, baik ionik maupun kovalen. Butana memiliki rumus empiris C_2H_5 , tetapi mengandung dua satuan rumus C_2H_5 , menghasilkan rumus molekul C_4H_{10} . Zat-zat tersebut dapat diisolasi menggunakan metode fisika dengan tidak mengubah atom-atom penyusun zat yang bergabung dalam senyawa tersebut. Senyawa kimia juga dapat diuraikan menjadi unsur-unsur sesuai penyusunnya melalui perubahan kimia. Struktur atom yang berubah bentuk dalam reaksi kimia merupakan salah satu contoh perubahan kimia yang terjadi. Contoh reaksi kimia yang terjadi pada saat proses pembakaran CH_4 (metana) dengan oksigen (O_2) dengan cara atom karbon, hidrogen, dan oksigen terikat bersama dalam senyawa kimia (Petrucci, 1999).

6.2 Rumus Molekul dan Rumus Empiris

Senyawa molekul terdiri dari atom-atom yang disatukan oleh ikatan kovalen. Ikatan tersebut terbentuk ketika elektron dibagi antara dua atom. Konsep rumus kimia diciptakan untuk menggambarkan banyak karakteristik senyawa molekul dengan cara yang sederhana. Rumus kimia normal mencakup faktor-faktor seperti unsur mana yang ada dalam molekul dan berapa banyak atom dari setiap unsur yang ada. Jumlah atom setiap unsur dilambangkan dengan subskrip, angka kecil yang ditulis di sebelah kiri unsur (Suchocki, 2003). Seperti rumus molekul pada CH_3COOH subskrip "3" menunjukkan fakta bahwa ada tiga atom hidrogen dalam molekul (Chang, 2003).

Jenis formula lain digunakan untuk menampilkan karakteristik molekul yang lebih detail adalah rumus empiris mewakili proporsi atom dalam molekul. Ini memberikan informasi penting tentang suatu molekul, karena menampilkan rasio atom yang ada di dalam molekul. Namun, keterbatasannya ada dalam arti bahwa ia tidak mewakili jumlah pasti atom yang ada dalam molekul seperti halnya

rumus molekul. Dalam situasi tertentu, rumus molekul dan rumus empiris bisa sama, tetapi dalam situasi lain, rumus molekul adalah kelipatan rasio atom yang ditunjukkan dalam rumus empiris. Karena rumus empiris dapat diturunkan dari rumus molekul, rumus molekul umumnya lebih berguna dari pada rumus empiris (Chang, 2003).

C_5H_7O merupakan rumus empiris yang memiliki perbandingan rasio 5:7:1 yang tidak dapat disederhanakan lagi. Dalam kasus ini, rumus empiris juga bisa menjadi rumus molekul, jika terdapat tepat 5 atom karbon, 7 atom hidrogen, dan 1 atom oksigen per molekul (Suchocki, 2003). Namun, rumus molekul lain yang mungkin untuk molekul yang sama ini adalah $C_{10}H_{14}O_2$, karena terdapat 10 atom karbon, 14 atom hidrogen, dan 2 atom oksigen dengan rasio 10:14:2 yang dapat disederhanakan menjadi 5:7:1. Hal ini memberikan jalan dengan rumus empiris yang sama. Selain itu, $C_{10}H_{14}O_2$ bukan satu-satunya kemungkinan rumus molekulnya karena setiap rumus dengan perbandingan relatif yang sama dari atom-atom dapat disederhanakan menjadi perbandingan 5:7:1 adalah kemungkinan rumus molekulnya. Informasi terkait dengan rumus empiris dan rumus molekul dapat dipastikan secara kuantitatif (Suchocki, 2003).

Sebagaimana rumus empiris suatu zat dapat digunakan untuk menentukan persen komposisinya, persen komposisi suatu sampel dapat digunakan untuk menentukan rumus empirisnya, yang kemudian dapat digunakan untuk menentukan rumus molekulnya. Untuk menentukan rumus empiris dari persentase massa unsur-unsur dalam suatu senyawa, persentase massa harus diubah menjadi jumlah atom relatif. Untuk kenyamanan, asumsikan sampel senyawa 100,0 g, meskipun ukuran sampel yang digunakan untuk analisis umumnya jauh lebih kecil, biasanya dalam miligram (Suchocki, 2003).

Contoh 10.1:

Hitung rumus empiris senyawa ionik kalsium fosfat pada komponen utama pupuk dan zat pemoles dalam pasta gigi.

Diketahui persen komposisi kalsium fosfat pada pasta gigi mengandung 38,77% kalsium, 19,97% fosfor, dan 41,27% oksigen.

Jawab:

Asumsikan sampel 100 g dan hitung jumlah mol setiap elemen dalam sampel itu. Hitung jumlah relatif atom setiap unsur dalam senyawa dengan membagi jumlah mol setiap unsur dalam 100 g sampel dengan jumlah mol unsur yang ada dalam jumlah terkecil. Jika rasio bukan bilangan bulat, kalikan semua subskrip dengan angka yang sama untuk mendapatkan nilai integral. Apabila merupakan senyawa ionik, identifikasikan anion dan kation serta tuliskan rumusnya agar muatan seimbang. Berikut cara perhitungannya (Suchocki, 2003):

$$\text{mol Ca} = 38,77 \text{ g Ca} \times \frac{1 \text{ mol Ca}}{40,078 \text{ g Ca}} = 0,9674 \text{ mol}$$

$$\text{mol P} = 19,97 \text{ g P} \times \frac{1 \text{ mol P}}{30,9738 \text{ g P}} = 0,6447 \text{ mol}$$

$$\text{mol O} = 41,27 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{15,9994 \text{ g O}} = 2,5800 \text{ mol}$$

Untuk memperoleh jumlah atom relatif setiap unsur dalam senyawa, bagilah jumlah mol setiap unsur dalam sampel 100 g dengan jumlah mol unsur yang terkecil. Dalam kalsium fosfat, jumlah mol unsur terkecil adalah fosfor. Sehingga dapat dihitung sebagai berikut (Suchocki, 2003):

$$\text{P} = \frac{0,6447 \text{ mol}}{0,6447 \text{ mol}} = 1,000$$

$$\text{Ca} = \frac{0,9674 \text{ mol}}{0,6447 \text{ mol}} = 1,501$$

$$\text{O} = \frac{2,5800 \text{ mol}}{0,6447 \text{ mol}} = 4,002$$

Oleh karena itu, di dapatkan rumus empiris kalsium fosfat sebagai $\text{Ca}_{1,501} \text{P}_{1,000} \text{O}_{4,002}$, tetapi rumus empiris harus menunjukkan rasio

unsur-unsur sebagai bilangan bulat kecil. Untuk mengubah hasilnya menjadi bentuk integral, kalikan semua subskrip dengan 2 untuk mendapatkan $\text{Ca}_{3,002} \text{P}_{2,000} \text{O}_{8,004}$. Penyimpangan dari rasio atom integral kecil dan dapat dikaitkan dengan kesalahan eksperimen kecil. Oleh karena itu, rumus empirisnya adalah $\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8$. Ion kalsium (Ca^{2+}) adalah kation, jadi untuk mempertahankan kenetralan listrik, fosfor dan oksigen harus membentuk anion poliatomik. Sebagaimana kita ketahui pada pembahasan "Molekul, Ion, dan Rumus Kimia" bahwa fosfor dan oksigen membentuk ion fosfat (PO_4^{3-}). Karena ada dua atom fosfor dalam rumus empiris, dua ion fosfat harus ada. Jadi kita menulis rumus kalsium fosfat sebagai $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (Suchocki, 2003).

Latihan 10.1:

Amonium nitrat banyak digunakan sebagai pupuk, bahan peledak yang berbahaya digunakan dalam pengeboman. Hitung rumus empiris amonium nitrat, suatu senyawa ionik yang mengandung 35,00% nitrogen, 5,04% hidrogen, dan 59,96% massa oksigen.

6.3 Komposisi Senyawa Kimia

Komposisi senyawa kimia merupakan komponen penyusun suatu zat kimia. Contohnya, Gula, Cuka, Vitamin C, Air, Garam dan sebagainya. Gula yang sering kita konsumsi memiliki nama lain yaitu sukrosa yang terdiri dari beberapa komponen atom unsur kimia yaitu atom C (karbon) sebanyak 12, atom H (hidrogen) sebanyak 22, dan atom O (oksigen) sebanyak 11, sehingga penulisan rumus kimia gula yaitu $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Cuka (asam asetat) merupakan senyawa kimia yang terbentuk dari atom C, H, O dengan rumus kimia CH_3COOH . Vitamin C (asam askorbat) merupakan contoh senyawa kimia sebagai antioksidan yang memiliki atom C, H, O dengan rumus kimia $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$. Air (hidrogen hidroksida) merupakan segala sumber kehidupan, sekitar 70% air dalam penyusun tubuh manusia dengan rumus kimia H_2O yang terdiri dua atom H dan satu atom O. Garam (natrium klorida) merupakan

senyawa ionik yang terdiri dari Na (natrium) dan Cl (klorida) dengan rumus kimia NaCl (Brady, 1990).

Tahukah anda!!!

Garam dari unsur Na dan Cl merupakan dua senyawa unsur kimia yang bersifat racun atau berbahaya dan sangat eksplosif...??? Dan pernahkah anda merasakan garam terasa asin seperti asinnya air laut, atau air mata anda ketika menangis dan air keringat anda ketika telah bekerja atau olahraga...??? Nah itulah keunikan unsur senyawa. Pada suhu dan tekanan biasa, ada yang padat, ada yang cair, dan ada yang gas. Banyak senyawa yang bersifat toksik bahaya bagi manusia, selain itu banyak juga bermanfaat untuk kehidupan. Pergantian hanya satu atom dalam suatu senyawa sangat bertanggung jawab untuk mengubah warna, bau, atau toksisitas suatu zat.

Rumus empiris hanya memberikan jumlah relatif atom dalam suatu zat dengan rasio sekecil mungkin. Untuk zat kovalen, ahli kimia biasanya lebih tertarik pada rumus molekul, yang memberikan jumlah aktual atom dari setiap jenis yang ada per molekul. Namun, tanpa informasi tambahan seperti persen komposisi, tidak mungkin untuk mengetahui apakah rumus molekul dan struktur suatu senyawa tersebut sudah benar (Chang, 2003).

Dalam beberapa jenis analisis penting untuk mengetahui persentase massa setiap jenis unsur dalam suatu senyawa. Hukum perbandingan tetap menyatakan bahwa suatu senyawa kimia selalu mengandung proporsi unsur yang sama berdasarkan massa yaitu, persen komposisi-persentase setiap unsur yang ada dalam zat murni adalah konstan (walaupun ada pengecualian untuk hukum ini). Contohnya metana (CH_4) dengan Rumus dan berat molekul (Suchocki, 2003):

$$1 \times (12,011 \text{ g/mol}) + 4 \times (1,008) = 16,043 \text{ g/mol}$$
$$\%C = \frac{1 \times (12,011 \text{ g/mol})}{16,043 \text{ g/mol}} = 0,749 = 74,9\%$$

$$\%H = \frac{4 \times (1,008 \text{ g/mol})}{16,043 \text{ g/mol}} = 0,251 = 25,1\%$$

Contoh yang lebih kompleks adalah sukrosa (gula meja) yang mengandung 42,11% karbon, 6,48% hidrogen, dan 51,41% massa oksigen. Artinya 100,00 g sukrosa selalu mengandung 42,11 g karbon, 6,48 g hidrogen, dan 51,41 g oksigen. Pertama rumus molekul sukrosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) digunakan untuk menghitung persentase massa unsur-unsur komponen (Suchocki, 2003). Persentase massa kemudian dapat digunakan untuk menentukan rumus empiris. Menurut rumus molekulnya, setiap molekul sukrosa mengandung 12 atom karbon, 22 atom hidrogen, dan 11 atom oksigen. Satu mol molekul sukrosa mengandung 12 mol atom karbon, 22 mol atom hidrogen, dan 11 mol atom oksigen. Informasi ini dapat digunakan untuk menghitung massa setiap unsur dalam 1 mol sukrosa, yang menghasilkan massa molar sukrosa. Massa ini kemudian dapat digunakan untuk menghitung persen komposisi sukrosa. Untuk perhitungannya adalah sebagai berikut (Suchocki, 2003):

$$\text{massa C/mol sukrosa} = 12 \text{ mol C} \times \frac{12,011 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 144,132 \text{ g C}$$

$$\text{massa H/mol sukrosa} = 22 \text{ mol H} \times \frac{1,0088 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 22,176 \text{ g C}$$

$$\text{massa O/mol sukrosa} = 11 \text{ mol O} \times \frac{15,999 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = 175,989 \text{ g O}$$

Jadi 1 mol sukrosa memiliki massa 342,297 g, perhatikan bahwa lebih dari setengah massa (175,989 g) adalah oksigen, dan hampir setengah massa (144,132 g) adalah karbon. Persentase massa setiap unsur dalam sukrosa adalah massa unsur yang ada dalam 1 mol sukrosa dibagi dengan massa molar sukrosa, dikalikan dengan 100 untuk mendapatkan persentase. Hasilnya ditunjukkan sebagai berikut:

$$\% \text{ massa C} = \frac{\text{massa C sukrosa}}{\text{massa molar sukrosa}} \times 100$$

$$= \frac{144,132 \text{ g}}{342,297 \text{ g/mol}} \times 100 = 42,12\%$$

$$\begin{aligned} \% \text{ massa H} &= \frac{\text{massa H sukrosa}}{\text{massa molar sukrosa}} \times 100 \\ &= \frac{22,176 \text{ g}}{342,297 \text{ g/mol}} \times 100 = 6,48\% \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \% \text{ massa O} &= \frac{\text{massa O sukrosa}}{\text{massa molar sukrosa}} \times 100 \\ &= \frac{175,989 \text{ g}}{342,297 \text{ g/mol}} \times 100 = 51,41\% \end{aligned}$$

Ini dapat diperiksa dengan memverifikasi bahwa jumlah persentase semua unsur dalam senyawa adalah 100%:

$42,12\% + 6,48\% + 51,41\% = 100,01\%$. Jika jumlahnya tidak 100%, telah terjadi kesalahan dalam perhitungan. (Namun, pembulatan ke angka desimal yang benar dapat menyebabkan jumlah total menjadi sedikit berbeda dari 100%.) Jadi, 100,00 g sukrosa mengandung 42,12 g karbon, 6,48 g hidrogen, dan 51,41 g oksigen; persen komposisi sukrosa memang 42,12% karbon, 6,48% hidrogen, dan 51,41% oksigen.

Dimungkinkan juga untuk menghitung persentase massa menggunakan massa atom dan massa molekul, dengan satuan massa atom (sma). Karena jawabannya adalah rasio yang dinyatakan sebagai persentase, satuan massa dihilangkan apakah itu gram menggunakan massa molar atau satuan massa atom menggunakan massa atom dan molekul. Rumus persen komposisi suatu unsur dalam suatu senyawa dinyatakan sebagai berikut (Chang, 2003);

$$\text{persen komposisi suatu unsur} = \frac{\text{massa molar unsur}}{\text{massa molar senyawa}} \times 100\%$$

Contoh 10.2:

Aspartam adalah pemanis buatan yang dijual sebagai *NutraSweet* dan *Equal*. Memiliki Rumus molekulnya $\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_5$. Hitung

persentase massa setiap elemen dalam aspartam. Dan hitung massa karbon dalam 1,00 g paket *Equal*, dengan asumsi itu adalah aspartam murni.

Jawab:

Karena ditanyakan persentase massa semua unsur dan massa satu unsur dalam sampel, maka gunakan massa atom dari tabel periodik untuk menghitung massa molar aspartam. Bagilah massa setiap elemen dengan massa molar aspartam, kemudian kalikan dengan 100 untuk mendapatkan persentase. Dan untuk mengetahui massa suatu unsur yang terkandung dalam massa aspartam tertentu, kalikan massa aspartam dengan persentase massa unsur tersebut. Berikut cara menghitung massa setiap elemen dalam 1 mol aspartam dan massa molar aspartam dalam tiga desimal:

$$14 \text{ C} = (14 \text{ mol C}) \times (12,011 \text{ g/mol C}) = 168,154 \text{ g}$$

$$18 \text{ H} = (18 \text{ mol H}) \times (1,008 \text{ g/mol H}) = 18,114 \text{ g}$$

$$2 \text{ N} = (2 \text{ mol N}) \times (14,007 \text{ g/mol N}) = 28,014 \text{ g}$$

$$5 \text{ O} = (5 \text{ mol O}) \times (15,999 \text{ g/mol O}) = 79,995 \text{ g}$$

$$\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_5 \text{ massa molar aspartam} = 294,277 \text{ g/mol}$$

Jadi lebih dari setengah massa 1 mol aspartam (294,277 g) adalah karbon (168,154 g). Untuk menghitung persentase massa setiap unsur, kita membagi massa setiap unsur dalam senyawa dengan massa molar aspartam dan kemudian mengalikannya dengan 100 untuk memperoleh persentase, di sini dinyatakan dalam dua desimal seperti berikut:

$$\text{massa\% C} = \frac{168,154 \text{ g}}{294,277 \text{ g}} \times 100 = 57,14\%$$

$$\text{massa\% H} = \frac{18,114 \text{ g}}{294,277 \text{ g}} \times 100 = 6,16\%$$

$$\text{massa\% N} = \frac{28,014 \text{ g}}{294,277 \text{ g}} \times 100 = 9,52\%$$

$$\text{massa\% O} = \frac{79,995 \text{ g}}{294,277 \text{ g}} \times 100 = 27,18\%$$

Kita cek persentase komposisi yang didapatkan pada aspartam yaitu $57,14\% + 6,16\% + 9,52\% + 27,18\% = 100,00\%$. Jika didapatkan total yang berbeda dari 100% atau lebih dari $\pm 1\%$, pasti ada kesalahan dalam perhitungan. Kemudian untuk menghitung massa karbon dalam 1,00 g aspartam sebagai berikut:

$$\text{massa C} = 1,00 \text{ g aspartam} \times \frac{57,14 \text{ g}}{100 \text{ g aspartam}} = 0,571 \text{ g}$$

DAFTAR PUSTAKA

- Brady, J. E., 1990. *General Chemistry Principle and Stuctures*. New York: John Wiley and Sons.
- Chang, R., 2003. *Kimia Dasar Konsep-Konsep Inti*. 3nd ed. Jakarta: Erlangga.
- Chang, R., 2005. *Chemistry*. 8nd ed. Ney York: Mc-Graw Hill.
- Charles W. Keenan, D. C. K. J. H. W., 1993. *Kimia untuk Universitas*. Jakarta: Erlangga.
- Petrucchi, R. H.-S., 1999. *Kimia Dasar Prinsip dan Terapan Modern*. Jakarta: Erlangga.
- Petrucchi, R. H. W. G. M. J., 1989. *General Chemistry Principles and Modern Applications*. 9nd ed. New Jersey: Macmillan.
- Suchocki, J., 2003. *Conseptual Chemistry: Understanding Our World of Atoms and Molecules*. 2nd ed. United Kingdom: Benjamin.

BAB VII

RUMUS EMPIRIS DAN RUMUS MOLEKUL

Oleh Rahmawati

7.1 Pendahuluan

Rumus kimia suatu zat menyatakan komposisi dari partikel terkecil penyusun zat tersebut, yang dinyatakan dengan lambang unsur penyusun, serta perbandingan jumlah atom-atom unsur penyusun partikel tersebut yang dinyatakan dengan angka. Jadi, dalam rumus kimia terdapat lambang unsur dan kadang disertai angka yang ditulis agak ke bawah (*subscripts*) dari atom-atom penyusunnya. Rumus kimia dibedakan menjadi rumus molekul dan rumus empiris (Sudarmo, 2013).

Rumus empiris suatu senyawa menyatakan nisbah terkecil jumlah atom yang terdapat dalam senyawa tersebut. Rumus sebenarnya untuk semua unsur dalam senyawa dinamakan rumus molekul. Rumus empiris menunjukkan jenis dan perbandingan paling sederhana dari atom-atom penyusun suatu zat. Rumus empiris suatu zat dapat identik dengan rumus molekulnya.

Misalnya hidrogen peroksida mempunyai rumus nyata H_2O_2 ini berarti rumus empirisnya HO. Asetilena ialah gas yang digunakan untuk mengelas, dan benzena adalah pelarut cair. Sifat fisis dan kimia kedua zat ini berbeda, tetapi rumus empirisnya sama, yaitu CH. Rumus molekul asetilena $\text{C}_2\text{-H}_2$, sedangkan rumus molekul benzena C_6H_6 .

Menurut sejarah rumus empiris ditentukan lewat penggabungan nisbah bobot dari unsur-unsurnya. Ini merupakan langkah yang penting untuk menentukan daya gabung suatu unsur. Untuk penulisan rumus empiris walau tak ada aturan yang ketat tetapi umumnya untuk zat anorganik, unsure logam atau hydrogen ditulis terlebih dahulu, diikuti dengan non logam atau metalloid dan

akhirnya oksigen, sedangkan untuk zat-zat organik aturan yang umumnya berlaku adalah C, H, O, N, S, P.

Berdasarkan beberapa percobaan yang dilakukan rumus empiris ditentukan lewat penggabungan nisbah bobot dari unsure-unsurnya. Ini merupakan langkah yang penting untuk memperlihatkan sifat berkala dan unsur-unsur. Secara sederhana penentuan rumus empiris suatu senyawa dapat dilakukan dengan cara eksperimen, dengan menentukan persentase jumlah unsur-unsur yang terdapat dalam zat tersebut, memakai metoda analisis kimia kuantitatif. Disamping itu ditentukan pula massa molekul relative senyawa tersebut. Untuk menyatakan rumus empiris dilakukan dengan perhitungan senyawa (Lopez, 2022).

Rumus empiris merupakan rumus perbandingan jumlah mol unsur-unsur yang menyusun suatu senyawa. Menentukan rumus empiris berarti menghitung jumlah mol unsur-unsur kemudian membandingkannya. Dalam penentuan tersebut diperlukan sejumlah data, yaitu: massa unsur, perbandingan massa unsure atau persentase, dan massa atom relative (A_r) unsure tersebut. Adapun rumus molekul senyawa merupakan rumus kimia yang menggambarkan jumlah atom dan unsure penyusun senyawa. Rumus molekul menyatakan jenis dan jumlah sesungguhnya dari atom-atom yang menyusun suatu molekul, yang dinyatakan dengan lambang unsurunsurnya. Dalam penentuan rumus molekul, perlu ditentukan terlebih dahulu empirisnya. Selanjutnya, dengan menggunakan data massa molekul relative (M_r) senyawa dapat ditentukan rumus molekulnya.

Rumus molekul dapat merupakan penggandaan dari rumus empirisnya dan sebaliknya rumus empiris dapat diturunkan dari penyederhanaan rumus molekulnya. Senyawa hidrat adalah senyawa yang mengikat molekul-molekul air. Molekul air yang terikat dinamakan molekul hidrat. Penentuan jumlah molekul hidrat yang terikat dilakukan dengan cara memanaskan garam terhidrat (mengandung air) menjadi garam anhidrat (tidak mengandung air) (Sudarmo, 2013).

7.2 Komposisi Kimia

Rumus kimia adalah rumus yang menggambarkan susunan dari jumlah dan jenis atom penyusun suatu molekul. Rumus kimia dapat dibedakan menjadi rumus molekul dan rumus empiris. Untuk menentukan rumus kimia ada informasi yang perlu diketahui diantaranya:

1. Jenis unsur penyusun suatu senyawa
2. Perbandingan mol unsur penyusun senyawa tersebut dan
3. Massa molekul relatif (M_r) (Iskandar, 2017).

Keberadaan suatu rumus untuk setiap senyawa menunjukkan adanya hubungan tetap yang terdapat antara bobot setiap dua unsur kimia dalam senyawa tersebut, atau antara bobot setiap unsur manapun juga dengan bobot senyawa itu secara keseluruhan. Hubungan ini dapat dengan mudah terlihat dengan menuliskan rumus kimia dalam bentuk vertikal, seperti yang terlihat pada Tabel 1 untuk senyawa Al_2O_3 (Lopez, 2022).

Tabel 1. Penentuan Komposisi Kimia Senyawa

Ar (Bobot Atom)			Gram = Mol x M_r	Persentase Massa
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)
Al_2	2 mol/atom	27	54	$54/102 \times 100\% = 52,9\%$
O_3	3 mol/atom	16	48	$48/102 \times 100\% = 47,1\%$
Al_2O_3	1 mol/atom	-	102	$102/102 \times 100\% = 100\%$

Sumber: (Lopez, 2022)

Jumlah bilangan-bilangan dalam kolom (4) untuk unsur-unsur itu sama dengan bobot rumus (M_r). Sedangkan angka-angka dalam kolom (5) menunjukkan kadar fraksi berbagai unsur itu didalam senyawa tersebut. Angka-angka dalam kolom (5) menunjukkan kadar fraksi berbagai unsur itu didalam senyawa tersebut. Angka-angka itu sebetulnya tak berdimensi dan mempunyai nilai sama, dan tidak bergantung pada unit massa yang digunakan. Jadi, 1 gram Al_2O_3 mengandung 0,529 (52,9 %) gram Al dan 0,471 (47,1 %) gram O. Jadi, jumlah

seluruh bagian-bagian fraksi untuk setiap senyawa mestinya 1 atau 100%.

Persentase aluminium di dalam Al_2O_3 merupakan banyaknya bobot Al dalam 100 bobot Al_2O_3 . Hal ini berarti bahwa persentase dinyatakan dengan suatu bilangan yang besarnya 100 kali fraksi. Jadi, persentase aluminium dengan oksigen masing-masing adalah 52,9% dan 47,1%. Jumlah bagian-bagian yang membentuk persentase dalam suatu senyawa harus 100,0 %.

Dalam rumus kimia, untuk setiap mol senyawa, indeks angka pada masing-masing atom merupakan perbandingan mol dari atom-atom tersebut. Semua atom yang ada dalam rumus kimia merupakan atom-atom yang digabung atau diikat satu sama lain. Oleh karena itu rumus kimia seringkali tidak menunjukkan atom mana dalam senyawa yang terikat.

Misalnya pada kloroform mempunyai rumus kimia CHCl_3 dengan berat molekul 119,5. Pada kloroform, unsur-unsur yang ada dalam senyawa adalah C, H, dan Cl. Sedangkan jumlah relatif atom dari masing-masing unsur adalah: atom C dan H masing-masing adalah 1, dan atom Cl adalah tiga. Maka, per mol kloroform mengandung: 1 mol atom C, 1 mol atom H, dan 3 mol atom Cl. Hal ini dapat dinyatakan dengan persamaan sebagai berikut: 1 mol $\text{CHCl}_3 \approx 1 \text{ mol C} \approx 1 \text{ mol H} \approx 3 \text{ mol Cl}$. Dengan demikian apabila diketahui jumlah mol dari salah satu atom dalam suatu senyawa, maka jumlah mol atom lainnya dapat ditentukan dengan menggunakan perbandingan mol.

7.3 Rumus Empiris

Rumus empiris menunjukkan perbandingan jumlah atom unsur-unsur yang terdapat dalam satu senyawa, dimana perbandingan itu dinyatakan dalam bilangan bulat yang terkecil. Bilangan bulat ini bisa didapatkan dari analisis terhadap senyawa itu, yaitu dengan mengkonversikan hasil analisis menjadi kuantitas masing-masing unsur yang terdapat dalam suatu bobot tertentu senyawa itu, yang dinyatakan dalam mol atom-atom itu.

Perbedaan antara persen komposisi dengan rumus empiris adalah dasar yang digunakan dalam perbandingan relatif, persen komposisi menggunakan massa sebagai dasar, sedangkan rumus empiris menggunakan mol sebagai dasar. Apa bila disebutkan bahwa rumus empiris adalah rumus kimia yang menunjukkan perbandingan mol dari atom-atom yang berbeda dalam senyawa, maka untuk senyawa $A_xB_yC_z$, unsur A mengandung x mol atom A, unsur B mengandung y mol atom B, dan unsur C mengandung z mol atom C. Cara yang mudah untuk menetapkan rumus empiris terdiri atas 4 (empat) tahapan sebagai berikut:

1. Tentukan perbandingan massa dari masing-masing atom.
2. Tentukan perbandingan mol dari masing-masing atom, dengan membagi masa dengan massa molar (supaya hasil pembagian lebih akurat, gunakan 4 angka dibelakang koma selain angka nol).
3. Kalau angka perbandingan mol bukan bilangan bulat, jadikan bilangan bulat yang sederhana (dengan cara menjadikan bilangan yang terkecil menjadi 1 dan bilangan lainnya dibagi dengan bilangan terkecil tersebut).

Misal perbandingan mol A : mol B : mol C = 0,02589 : 0,01295 : 0,006471. Angka terkecil dari ketiga angka tersebut adalah 0,006471, maka angka ini dijadikan 1 dengan membagi dengan angka itu sendiri, dengan demikian kedua angka yang lain juga dibagi dengan 0,006471.

$$\begin{aligned} \text{Mol A : mol B : mol C} &= \frac{0,02589}{0,006471} : \frac{0,01295}{0,006471} : \frac{0,006471}{0,006471} \\ &= 4 : 2 : 1 \end{aligned}$$

4. Maka Rumus Empiris adalah A_4B_2C
Perbandingan mol harus merupakan bilangan bulat, oleh karena itu apabila setelah perhitungan tahap 3 diperoleh angka pecahan 0,5, maka seluruh hasil perhitungan dikalikan dengan angka 2 supaya diperoleh bilangan bulat. Sebagai contoh misal didapat perbandingan sebagai berikut: mol A : mol B : mol C = 6,4841 : 5,5578 : 1,8526. Angka terkecil adalah 1,8526, maka seluruh angka harus dibagi dengan bilangan ini.

$$\begin{aligned}\text{Mol A : mol B : mol C} &= 6,4841/1,8526 : 5,5578/1,8526 : \\ &1,8526/1,8526 \\ &= 3,5 : 3 : 1\end{aligned}$$

Karena perbandingan mol harus merupakan bilangan bulat, maka seluruh angka dikalikan dengan 2, jadi hasil akhir adalah:

$$\text{mol A : mol B : mol C} = 3,5 : 3 : 1 = 7 : 6 : 2$$

Dengan demikian, maka Rumus Empiris adalah $\text{A}_7\text{B}_6\text{C}_2$.

Suatu senyawa dengan analisis sebagai berikut: 17,09 % magnesium, 37,93 % aluminium, dan 44,98 % oksigen. Dalam hal ini persentase menyatakan persen bobot, yaitu banyaknya gram unsur itu per 100 gram senyawa. Skema sistematika pengolahan dapat diberikan dalam Tabel 2.

Tabel 2. Perhitungan Penentuan Rumus Empiris

Unsur	Massa (g)	Ar	Mol = G/Mr	Mol/0,68 mol
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)
Mg	17,09	24,3	0,703	1
Al	37,93	26,98	1,406	2
O	44,98	16,0	2,812	4

Sumber: (Lopez, 2022)

Bilangan dalam kolom (4) menunjukkan banyaknya mol atom unsur komponen didalam jumlah tertentu senyawa itu, 100 gram, yang digunakan sebagai dasar. Setiap perangkat bilangan yang didapat dengan mengalikan atau membagi setiap bilangan didalam kolom (4) dengan faktor yang sama akan mempunyai perbandingan yang sama dengan angka-angka dalam kolom (4) (Yusuf, 2018).

Perangkat angka dalam kolom (5) merupakan perangkat yang demikian, yang didapat dengan membagi setiap nilai n (E) dalam (4) dengan angka yang paling rendah dalam kolom (4), yakni 0,703. Kolom (5) menunjukkan bahwa jumlah relatif mol atom, dan karena itu banyaknya atom-atom Mg, Al, dan O itu sendiri didalam senyawa itu adalah 1 : 2 : 4. Oleh karena itu rumus empirisnya ialah $(\text{MgAl}_2\text{O}_4)_n$.

Untuk mendapatkan rumus empiris (RE), dapat digunakan perhitungan dalam mol unsur menghasilkan

perbandingan jumlah atom dalam molekul. Langkah-langkah menentukan rumus empiris suatu senyawa, sebagai berikut:

1. Menentukan perbandingan massa atom-atom penyusun senyawa, bila diketahui dalam bentuk persen harus diubah dalam bentuk pecahan.
2. Mengubah perbandingan massa menjadi perbandingan mol, dengan membagi massa atom dengan Ar masing-masing.
3. Perbandingan mol atom-atom ini merupakan rumus empiris senyawa.

Contoh: Tentukan rumus empiris senyawa yang mengandung 92% karbon dan 8% atom hidrogen! (Ar C = 12, H = 1)

$$\begin{array}{rcl}
 \text{C} & : & \text{H} \\
 92\% & : & 8\% \\
 92 & : & 8 \\
 \underline{92} & : & \underline{8} \\
 12 & : & 1 \\
 7,7 \text{ mol} & : & 8 \text{ mol}
 \end{array}$$

untuk menentukan perbandingan paling sederhana dilakukan dengan membagi mol unsur dengan jumlah mol unsur terkecil.

$$\begin{array}{rcl}
 7,7/7,7 & : & 8/7,7 \\
 1 & : & 1,038 \\
 1 & : & 1
 \end{array}$$

Jadi, rumus empiris senyawa tersebut: CH (Yusuf, 2018).

Rumus molekul hidrogen peroksida, zat yang digunakan sebagai antiseptik dan sebagai zat pemutih untuk tekstil adalah H_2O_2 . Formula ini menunjukkan bahwa setiap molekul peroksida terdiri dari 2 atom hidrogen dan 2 atom oksigen. Rasio atom hidrogen dengan atom oksigen dalam molekul ini adalah 2 : 2 atau 1 : 1. Rumus empiris dari hidrogen peroksida adalah HO.

Dengan demikian, rumus empiris memberi tahu kita atom-atom yang terikat dan rasio paling sederhana dari atomatomnya. Sebagai contoh lain, senyawa *hydrazine* (N_2H_4), yang digunakan sebagai bahan bakar roket. Dengan demikian, rumus empiris *hydrazine* adalah NH_2 . Rasio nitrogen terhadap hidrogen adalah 1:2 di kedua rumus molekul (N_2H_4) dan rumus empiris (NH_2). Dengan demikian, hanya rumus molekul

hydrazine yang memberi tahu kita jumlah atom N (dua) dan atom H (empat) yang sebenarnya yang terikat pada 1 molekul *hydrazine*. Kebanyakan molekul, rumus molekul dan rumus empiris adalah satu dan sama, contoh air (H_2O), amonia (NH_3), karbon dioksida (CO_2) (Azhar, 2020).

7.4 Rumus Molekul

Molekul merupakan gabungan dua atau lebih atom unsur yang sejenis atau tidak sejenis. Suatu rumus molekul memperlihatkan secara pasti jumlah atom unsur yang berikatan membentuk molekul melalui ikatan kovalen (Iskandar, 2017).

Berdasarkan jumlah atom, molekul dapat dikelompokkan menjadi:

1. Molekul unsur yaitu gabungan dua atau lebih atom-atom sejenis.

Misalnya:

- a. Molekul diatomik terdiri atas gabungan 2 atom yang sejenis, yaitu: O_2 , H_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 .
- b. Molekul poliatomik yaitu gabungan lebih dari dua atom yang sejenis, yaitu: O_3 , P_4 , As_4 , S_8

2. Molekul senyawa yaitu gabungan dua atau lebih atom-atom yang berlainan jenis.

Misalnya: H_2O , CO_2 , NH_3

Rumus senyawa merupakan rumus kimia yang menunjukkan jumlah atom unsur-unsur yang membentuk ikatan dalam satu senyawa dan memiliki massa molekul relatif yang pasti. Rumus senyawa bukan lagi dalam bentuk perbandingan, tetapi sudah merupakan bentuk final dari suatu rumus pada suatu senyawa. Massa molekul relatif juga sudah diketahui karena jumlah atomnya sudah pasti.

Bila satu senyawa dengan senyawa yang lain memiliki rumus empiris yang sama, belum tentu memiliki rumus senyawa yang sama. Sebagai contoh rumus empiris $(\text{CH}_2)_n$ dapat berarti rumus senyawanya adalah CH_2 atau C_2H_4 atau C_3H_6 dan seterusnya (Lopez, 2022).

Rumus molekul dan rumus empiris suatu senyawa ada yang sama dan yang tidak. Rumus molekul merupakan kelipatan

(n) dari rumus empiris. Rumus molekul dapat ditentukan dengan cara:

1. Rumus empiris senyawa ditentukan,
2. Massa atom relative (Mr) senyawa ditentukan, jika belum diketahui.
3. Nilai kelipatan rumus empiris ditentukan dari Mr senyawa dan Mr rumus empiris dengan persamaan berikut:

$$n = \frac{\text{Mr RM}}{\text{Mr RE}}$$

4. Nilai n dengan RE dikalikan untuk mendapatkan RM senyawa.

Contoh:

Suatu senyawa dengan Mr = 26 mempunyai rumus empiris CH. Tentukan rumus molekul senyawa tersebut.

$$\begin{aligned} n &= \frac{\text{Mr RM}}{\text{Mr RE}} \\ &= \frac{26}{13} \\ &= 2 \end{aligned}$$

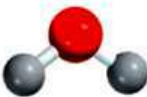
Jadi, rumus molekul senyawa tersebut adalah C₂H₂ (Yusuf, 2018).

Molekul sangat kecil sekali untuk diamati secara langsung. Sangat efektif memvisualisasikannya menggunakan model molekul. Dua tipe standar model molekul adalah model *ball-and stick* dan model *space-filling* (Gambar 11). Pada model *ball-andstick*, atom adalah bola kayu atau bola plastik yang berlubang. *Stick* atau pegas digunakan untuk melambangkan ikatan kimia. Sudut yang terbentuk antara atom mendekati sudut ikatan pada molekul sesungguhnya. Setiap atom dilambangkan dengan warna dan ukuran yang spesifik.

Pada model *space-filling*, atom dipresentasikan dengan bola terpotong yang disatukan sehingga ikatan tidak terlihat. Bola sebanding dengan ukuran atom. Langkah pertama membuat model molekul adalah menulis rumus strukturnya yang menunjukkan bagaimana atom terikat satu sama lain dalam sebuah molekul. Misalnya untuk molekul air, rumus strukturnya diilustrasikan bahwa dua atom H terikat pada atom

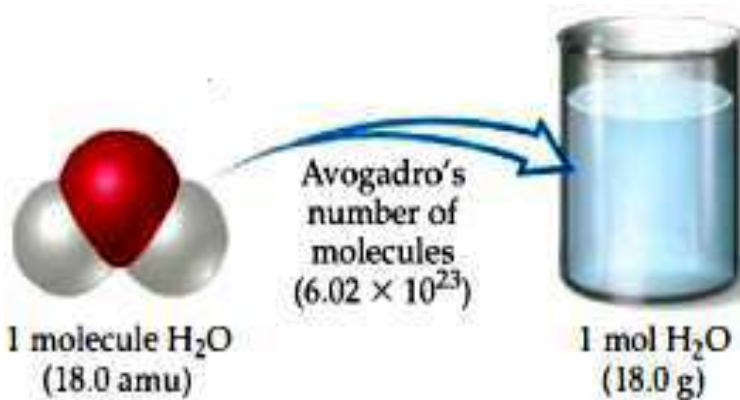
O melalui ikatan kovalen. Oleh karena itu, rumus struktur air adalah H—O—H. Sebuah garis yang menghubungkan kedua simbol atom melambangkan ikatan kovalen. Model *ball-and-stick* menunjukkan susunan atom pada molekul dalam bentuk tiga dimensi.

Model *space-filling* lebih akurat dalam ukuran atom. Kelemahan model ini adalah memerlukan waktu untuk menyatukan atom dan model ini tidak menunjukkan posisi atom dalam tiga dimensi dengan sangat baik. Walaupun demikian, kedua model digunakan untuk mempelajari struktur suatu senyawa (Azhar, 2020).

	Hydrogen	Air	Amoniak	Metana
Rumus molekul	H ₂	H ₂ O	NH ₃	CH ₄
Rumus Struktur	H—H	H—O—H	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Model Ball-and-Stick				
Model Space-filling				

Gambar 1. Rumus Struktur dan Rumus Molekul Hidrogen Air, Amonia, dan Metana
(Sumber: (Azhar, 2020))

Dengan demikian, rumus molekul air, H₂O dapat ditafsirkan secara kuantitatif yaitu massa 1 molekul H₂O (massa 2 atom H+ massa 1 atom O) adalah 18 amu dan massa 1 mol H₂O (massa 2 mol atom H+ massa 1 mol atom O) adalah 18 g. Perhatikanlah bahwa keduanya mempunyai angka yang sama tetapi satuan massa yang berbeda (18 amu dan 18 g), seperti pada gambar 2 berikut,



Gambar 2. Massa Air
(Sumber; (Azhar, 2020))

7.5 Persamaan Reaksi

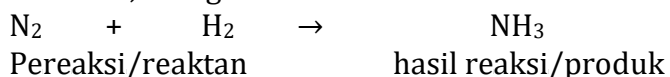
Perubahan kimia disebut juga sebagai reaksi kimia. Reaksi kimia merupakan suatu proses dimana zat (atau senyawa) di ubah menjadi satu atau lebih senyawa baru, atau *perubahan pereaksi menjadi hasil reaksi*. Persamaan reaksi menggunakan lambang kimia untuk menunjukkan apa yang terjadi saat reaksi kimia berlangsung.

Pada reaksi kimia, zat-zat yang mengalami perubahan disebut zat pereaksi atau reaktan sedangkan zat-zat hasil perubahan disebut hasil reaksi atau produk. Persamaan reaksi menggambarkan rumus kimia zat-zat pereaksi atau reaktan dan zat-zat hasil reaksi atau produk yang dibatasi dengan tanda panah. Persamaan reaksi menggambarkan reaksi kimia yang terdiri atas rumus kimia pereaksi dan hasil reaksi disertai koefisiennya masing-masing (Juwita, 2018).

Contoh:

Gas nitrogen (N_2) dan gas Hidrogen (H_2) bereaksi menjadi gas amonia (NH_3).

Persamaan reaksi kimia, sebagai berikut:



Aturan penulisan persamaan reaksi kimia sebagai berikut:

1. Reaksi kimia di tandai dengan tanda panah dibaca "bereaksi menjadi". Tidak boleh diganti dengan tanda sama dengan
2. Zat-zat sebelah kiri tanda panah disebut "pereaksi/reaktan" sedangkan zat-zat sebelah kanan tanda panah disebut "hasil reaksi/produk"
3. Wujud dari zat-zat tersebut harus dinyatakan dengan tanda dibelakang rumus kimia zat-zat masing-masing.

Selain menggambarkan rumus kimia, persamaan reaksi yang lengkap (sempurna) juga menunjukkan wujud zat yang terlibat dalam reaksi. Wujud zat dalam persamaan reaksi disingkat dengan:

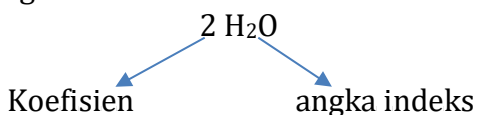
- (s) = zat padat (*solid*)
 (l) = zat cair (*liquid*)
 (aq) = larutan dalam air (*aqueous*)
 (g) = gas (Sudarmo, 2013).

7.5.1 Penulisan Persamaan Reaksi

Reaksi kimia mengubah zat-zat asal (pereaksi/reaktan) menjadi zat baru (produk). Jenis dan jumlah atom yang terlibat dalam reaksi tidak berubah. Ikatan kimianya yang berubah, dengan memutus ikatan kimia pereaksi dan terbentuk ikatan kimia baru dalam hasil reaksi kimia. Persamaan reaksi dapat dilihat pada mekanisme reaksi berikut:

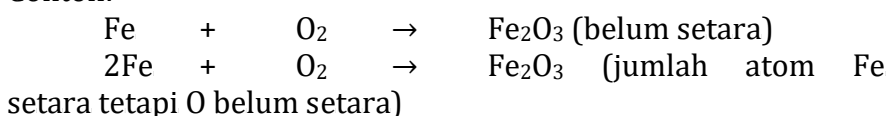


Keterangan:



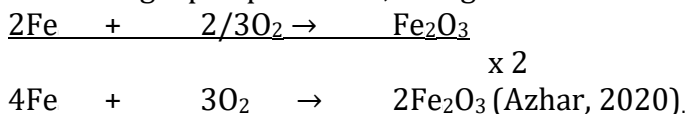
Bilangan koefisien merupakan perbandingan jumlah molekulnya. Pada umumnya merupakan bilangan bulat dan sederhana.

Contoh:



$2\text{Fe} + 2/3\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ (sudah setara tetapi terdapat bilangan koefisien pecahan)

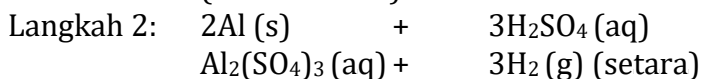
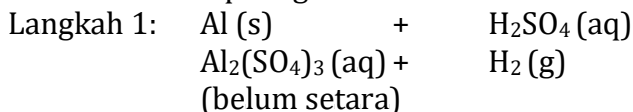
Agar bilangan koefisien pada persamaan reaksi diatas menjadi bilangan bulat dan utuh maka dikalikan 2, sehingga persamaan reaksi secara lengkap dapat ditulis, sebagai berikut:



7.5.2 Penyetaraan Persamaan Reaksi

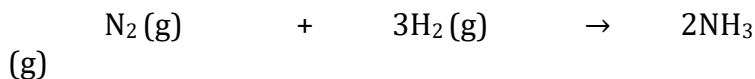
Langkah-langkah penyetaraan persamaan reaksi kimia, sebagai berikut:

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



Penyetaraan persamaan reaksi dengan cara menambahkan bilangan koefisien (angka yang terletak didepan rumus kimia)

Contoh:



Koefisien $\text{N}_2 = 1$ (koefisien tidak perlu ditulis), $\text{H}_2 = 3$ dan $\text{NH}_3 = 2$.

Persamaan reaksi tersebut menyatakan bahwa perbandingan molekul N_2 dan H_2 yang bereaksi menghasilkan molekul NH_3 adalah 1 : 3 : 2 (Azhar, 2020).

7.6 Perhitungan Kimia

7.6.1 Contoh Soal Persen Komposisi Kimia Senyawa

1. Hitung persen komposisi (% massa) dari masing-masing atom dalam $K_2Cr_2O_7$. (Ar: K = 30, Cr = 52, O = 16, Mr $K_2Cr_2O_7$ = 276. Persen massa adalah perbandingan massa dikalikan dengan 100, dimana massa adalah hasil kali mol dengan massa molar.

$$\% \text{ massa K} = 2 \times 30 / 276 \times 100 = 21,74 \%$$

$$\% \text{ massa Cr} = 2 \times 52 / 276 \times 100 = 37,68 \%$$

$$\% \text{ massa O} = 7 \times 16 / 276 \times 100 = 40,58 \%$$

Untuk memeriksa apakah perhitungan telah dilakukan dengan benar, dapat diperiksa dengan menjumlahkan persen massa dari seluruh atom dalam senyawa, hasilnya harus $\approx 100\%$

2. Rumus senyawa K_2CO_3 , tentukan komposisi persentase masing-masing unsur penyusun kalium karbonat tersebut.

Penyelesaian:

Sebuah massa molekul K_2CO_3

mengandung:

$$2 \text{ massa atom K} = 2 \times 39,10 \quad 78,20 \quad \text{bagian massa K}$$

$$1 \text{ massa atom C} = 1 \times 12,01 \quad = \quad 12,01 \quad \text{bagian massa C}$$

$$3 \text{ massa atom O} = 3 \times 15,99 \quad = \quad 47,99 \quad \text{bagian massa O}$$

$$\text{Massa molekul } K_2CO_3 \quad = \quad 138,20 \quad \text{bagian massa } K_2CO_3$$

Komposisi unsur penyusunnya sebagai berikut:

$$\text{Fraksi K dalam } K_2CO_3 \quad = \quad 78,20/138,20 = 0,5658 = \quad 56,58 \%$$

$$\text{Fraksi C dalam } K_2CO_3 \quad = \quad 12,01/138,20 = 0,0869 = \quad 8,69 \%$$

$$\text{Fraksi O dalam } K_2CO_3 \quad = \quad 47,99/138,20 = 0,3472 = \quad 34,72 \% \text{ (Azhar, 2020).}$$

7.6.2 Contoh Soal Penentuan Rumus Empiris

1. Analisis suatu senyawa memberikan komposisi persentase sebagai berikut: K = 26,57 %, Cr = 35,36 %, O = 38,07 %.

Turunkan rumus empiris senyawa tersebut.

Penyelesaian:

Dengan tabel biasa yang diterapkan pada 100 gr senyawa.

Unsur	Massa	Ar	Mol =gr/Ar	Mol/ 0,68 mol	Bil. bulat terkecil
K	26,57	39,1	26,57/39,1= 0,68	0,68/0,68= 1	1x 2 = 2
Cr	35,36	52,0	35,36/52,0= 0,68	0,68/0,68= 1	1x 2 = 2
O	38,07	16,0	38,07/16,0= 2,38	2,38/0,68= 3,50	3,50 x 2 = 7

Berdasarkan tabel di atas, maka dapat disimpulkan bahwa rumus empiris senyawa adalah $(K_2Cr_2O_7)_n$

2. Suatu senyawa asam mengandung unsur H, S, dan O. Pembakaran 2 g senyawa asam ini menghasilkan 1,3061 g SO_2 dan 0,3673 g H_2O . Tentukan rumus empiris senyawa asam tersebut (A_r : H = 1, S = 32, O = 16).

Untuk menentukan rumus empiris diperlukan massa dari atom H, S, dan O. Massa dari ketiga atom tersebut dapat dicari dari senyawa hasil pembakaran yaitu SO_2 dan H_2O melalui perhitungan persen komposisi senyawa tersebut.

$$g\ H = \frac{2}{18} \times 0,3673\ H_2O = 0,04081\ g\ H$$

$$g\ S = \frac{32}{64} \times 1,3061\ SO_2 = 0,65305\ g\ S$$

$$g\ O = g\ \text{asam} - g\ H - g\ S = 2 - 0,04081 - 0,65305 = 1,30614\ g\ O$$

Dengan telah diketahuinya gram dari H, S, dan O, maka rumus empiris dapat ditentukan dengan menggunakan 4 tahapan.

a. massa H : massa S : massa O = 0,04081 : 0,65305 : 1,30614

b. mol H: mol S: mol O = $\frac{0,04081}{1} : \frac{0,65305}{32} : \frac{1,30614}{16} = 0,04081 : 0,0204 : 0,08163$

c. Angka terkecil adalah 0,0204 maka semua angka dibagi dengan 0,0204

d. mol H : mol S: mol O = $\frac{0,04081}{0,0204} : \frac{0,0204}{0,0204} : \frac{0,08163}{0,0204} = 2 : 1 : 4$

e. Rumus Empiris : H_2SO_4

3. Senyawa sukrosa, yang biasa dikenal sebagai gula tebu, terdiri atas 1,59 % H, 42,10 % C, 6,48 % H, dan 51,42 % O (% massa). Tentukan rumus empiris dari sukrosa. Ar: C = 12, H = 1, O = 16. Gunakan 5 tahapan seperti di atas:
- Perbandingan: massa C : massa H : massa O = 42,10 : 6,48 : 51,42
 - Perbandingan mol diperoleh dengan membagi massa dengan massa molar.

$$\begin{aligned} \text{Mol C : mol H : mol O} &= 42,10/12 : 6,48/1 : 51,42/16 \\ &= 3,50833 : 6,48 : 3,2137 \end{aligned}$$
 - Jadikan perbandingan mol tersebut menjadi perbandingan angka yang bulat dengan membagi semua bilangan dengan angka yang terkecil. Angka yang terkecil adalah 3,2137, maka:

$$\begin{aligned} \text{Mol C : mol H : mol O} &= 3,50833 / 3,2137 : 6,48 / 3,2137 : 3,2137 / 3,2137 \\ &= 1 : 2 : 1 \end{aligned}$$
 - Rumus Empiris adalah CH_2O (Iskandar, 2017).

7.6.3 Contoh soal Penentuan Rumus Molekul

1. Tentukan rumus molekul dari senyawa sukrosa dengan rumus empiris seperti pada contoh 3-5, apabila diketahui bahwa berat molekul sukrosa adalah 30.

Rumus empiris sukrosa pada contoh 3-5 adalah CH_2O , maka:

$$(\text{CH}_2\text{O})_n = 30$$

$$(1 \times \text{C} + 2 \times \text{H} + 1 \times \text{O})_n = 30$$

$$(1 \times 12 + 2 \times 1 + 1 \times 16)_n = 30$$

$$(30)_n = 30$$

$$n = \frac{30}{30} = 1$$

$$\text{Rumus molekul} = (\text{CH}_2\text{O})_1 = \text{CH}_2\text{O}$$

2. Sebanyak 40 gram kristal $\text{CuSO}_4 \times \text{H}_2\text{O}$ dipanaskan, pada akhir pemanasan terdapat kristal CuSO_4 sebanyak 25,6 gram. Tentukan rumus molekul kristal tersebut? (Ar Cu = 63,5, S = 32, O = 16, H = 1)

Penyelesaian:

$$\begin{aligned}
 m\text{CuSO}_4 \times \text{H}_2\text{O} &= 40 \text{ gram} \\
 m\text{CuSO}_4 &= 25,6 \text{ gram} \\
 m\text{H}_2\text{O} &= 40 - 25,6 \text{ gram} \\
 &= 14,4 \text{ gram}
 \end{aligned}$$

Perbandingan mol $\text{CuSO}_4 : \text{H}_2\text{O}$ sebagai berikut:

$$\begin{array}{ccc}
 \text{CuSO}_4 & : & \text{H}_2\text{O} \\
 25,6/159,5 & : & 14,4/18 \\
 0,16 & : & 0,8 \\
 1 & : & 5
 \end{array}$$

Jadi rumus kristal tersebut adalah $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

3. Suatu cairan tidak berwarna yang dipakai dalam mesin roket, yang mempunyai rumus empiris NO_2 , mempunyai massa molekul ($M_r = 92$) bagaimana rumus molekulnya?

Jawaban:

$$\begin{aligned}
 \text{RM} &= (\text{RE})_n \\
 \text{Mr Rumus Molekul} &= n (\text{Mr rumus empiris}) \\
 92 &= n \{(1 \times \text{Ar N}) + (2 \times \text{Ar O})\} \\
 92 &= n \{(1 \times 14) + (2 \times 16)\} \\
 92 &= n \{(14) + (32)\} \\
 92 &= n (46) \\
 n &= 2 \\
 \text{maka RM} &= (\text{RE})_n \\
 &= (\text{NO}_2)_2 \\
 &= \text{N}_2\text{O}_4 \text{ (Juwita, 2018)}
 \end{aligned}$$

DAFTAR PUSTAKA

- Azhar, M., 2020. *Stokiometri: Perhitungan Zat pada Rumus Kimia dan Persamaan Reaksi*. Padang: SUKABINA Press.
- Iskandar, H., 2017. *Modul: Kiat Menghitung Kimia*. Jakarta: Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan.
- Juwita, R., 2018. *Kimia Dasar*. Padang: STKIP PGRI Sumatera Barat.
- Lopez, Y. F. d., 2022. *Prinsip-Prinsip Dasar Kimia Dan Stokiometri*. Nusa Tenggara Timur (NTT): Politeknik Negeri Kupang.
- Sudarmo, U., 2013. *Kimia*. Jakarta: Erlangga.
- Yusuf, Y., 2018. *Kimia Dasar*. Jakarta: Edu Centre Indonesia.

BAB VIII

PENAMAAN SENYAWA KIMIA DAN PENAMAAN SISTEMATIS SENYAWA ANORGANIK

Oleh Nuramaniyah Taufiq

8.1 Pendahuluan

Penamaan ilmiah dalam unsur mempunyai asal usul bermacam-macam. Hal ini mendasari ahli kimia untuk menentukan suatu sistem tata nama senyawa di bawah naungan 'IUPAC' (*International Union Of Pure and Applied Chemistry*). Sistem ini bertujuan untuk menyeragamkan penamaan senyawa kimia secara internasional sehingga dapat dipelajari (Lestari, 2020).

Senyawa merupakan suatu zat yang dihasilkan dari berbagai jenis unsur yang saling terikat secara kimia dan memiliki komposisi yang tetap. Terdapat beberapa penamaan nama senyawa yang dikenal dalam kehidupan sehari-hari yaitu nama trivial atau nama dagang dan juga nama senyawa yang disusun berdasarkan aturan IUPAC. Senyawa yang ditemukan di alam semesta dapat dikelompokkan berdasarkan pada unsur-unsur pembentuknya. Berdasarkan unsur pembentuk tersebut maka senyawa dikelompokkan menjadi dua kelompok, salah satunya yaitu senyawa anorganik. Tata nama senyawa anorganik meliputi materi yang cukup banyak yaitu penamaan senyawa biner yang terdiri dari sesama unsur non logam dan logam, penamaan senyawa poliatomik, serta asam dan basa (Putri, 2016).

8.2 Tata Nama Senyawa

Tata nama senyawa merupakan aturan persenyawaan kimia yang dibuat secara sistematis dan dibuat berdasarkan aturan yang biasa disingkat dengan IUPAC. Berdasarkan aturan dari IUPAC,

penamaan senyawa dibagi menjadi 2 yaitu senyawa organik dan senyawa anorganik (Sukria, 2020).

Tata nama zat organik dikenal lebih kompleks dibandingkan dengan penamaan senyawa anorganik karena dalam tata nama senyawa organik tidak hanya bergantung pada rumus kimia tetapi juga bergantung pada struktur kimianya. Senyawa-senyawa yang memiliki rumus molekul sama tapi tidak sama dalam struktur kimia bisa ditemukan dalam penamaan senyawa organik (isomer) (Sukria, 2020).

Senyawa anorganik merupakan senyawa yang di dalamnya tidak terdapat atom karbon. Tata nama senyawa ini terdiri dari senyawa biner dan poliatomik. Senyawa biner adalah senyawa yang dibentuk dari dua unsur yaitu unsur logam dan satu unsur non logam atau kedua-duanya unsur non logam. Jika unsur pertama adalah logam dan unsur lainnya adalah non logam maka senyawa biner tersebut berbentuk ionik atau senyawa. Senyawa ion tersusun antar logam dan non logam, dimana logam adalah ion positif (kation) dan non logam adalah ion negatif (anion). Untuk unsur logam yang memiliki bilangan oksidasi (Biloks) lebih dari satu (logam transisi) penamaannya adalah menuliskan nama logam kemudian diikuti dengan angka romawi yang diberi tanda kurung, lalu diberi akhiran *-ida* (Sukria, 2020).

Tabel 8.1 Kation dan anion

Kation		Anion	
Na ⁺	Natrium	Cl ⁻	Klorida
Mg ²⁺	Magnesium	Br ⁻	Bromida
K ⁺	Kalium	I ⁻	Iodida
Li ⁺	Litium	CN ⁻	Sianida
Fe ²⁺	Besi	OH ⁻	Hidroksida
Al ³⁺	Aluminium	O ²⁻	Oksida

Sumber: (Sukria, 2020)

Senyawa kovalen biner adalah senyawa yang terbentuk dari dua unsur yang berbeda. Senyawa biner tidak selalu berupa molekul diatomik (Sukria, 2020).

Tabel 8.2 Makna dari senyawa biner dan molekul diatomik

Cl ₂	Bukan senyawa biner, tetapi merupakan molekul diatomik
BrCl	Senyawa biner karena dibentuk dari 2 unsur berbeda yaitu Br dan Cl, dan termasuk molekul diatomik
H ₂ O	Senyawa biner karena terbentuk dari 2 unsur berbeda yaitu H dan O, tetapi bukan molekul diatomik karena tersusun dari tiga atom (triatomik)
NO ₂	Senyawa biner karena terbentuk dari 2 unsur berbeda yaitu N dan O, tetapi bukan molekul diatomik
CH ₃ Cl	Bukan senyawa biner dan bukan molekul diatomik

Sumber: (Sukria, 2020).

8.3 Senyawa Anorganik

Senyawa anorganik merupakan senyawa kimia yang molekulnya tersusun dari unsur-unsur anorganik. Penamaan senyawa anorganik meliputi penamaan senyawa biner, penamaan senyawa poliatomik, serta asam dan basa (Kurniawati, 2018)

8.4 Tata Nama Senyawa Biner

Senyawa biner adalah senyawa yang dibentuk dari dua unsur yang berasal dari satu unsur logam dan satu unsur non logam atau dari dua unsur logam. Unsur logam dalam senyawa biner biasanya merupakan kation (ion positif) sedangkan unsur non logam dalam senyawa biner berupa anion (ion negatif) (Putri, 2016).

8.4.1 Tata Nama Senyawa Biner Logam dengan Non Logam

Menurut Putri (2016), penamaan senyawa biner logam dengan non logam yaitu:

- Logam yang mempunyai satu bilangan oksidasi (alkali, alkali tanah, dan aluminium)

Penamaan dengan menyebutkan nama logam di depan dan kemudian nama non logam diikuti akhiran *-ida*.

Contoh:

- 1) NaBr = Natrium Bromida
- 2) MgBr₂ = Magnesium Bromida

- 3) Na_2O = Natrium Oksida
- 4) CaS = Kalsium Sulfida
- 5) K_2O = Kalium Oksida

Senyawa- yang dapat yang dihasilkan tersebut berupa senyawa ion karena terbentuk dari atom yang bermuatan positif dan negatif dengan cara serah terima elektron.

Contoh:

- 1) Kalsium klorida (CaCl_2) terbentuk dari ion Ca^{2+} dan Cl
- 2) Natrium oksida (Na_2O) terbentuk dari ion Na^+ dan O^{2-}
- b. Logam yang mempunyai lebih dari satu bilangan oksidasi
 - a) Penulisan nama logam di depan disertai penulisan bilangan oksidasi dengan angka Romawi dalam tanda kurung dan nama non logam di belakang diakhiri dengan akhiran *-ida*.

Contoh:

- 1) CuCl = Tembaga(I)Klorida
- 2) CuCl_2 = Tembaga(II)Klorida
- 3) SnO = Timah(II)Oksida
- 4) SnO_2 = Timah(IV)Oksida
- b) Penulisan persamaan unsur logam yang memiliki bilangan oksidasi lebih dari satu jenis yaitu:
 1. Unsur logam dengan bilangan oksidasi kecil ditulis dengan akhiran *-o*.
 2. Unsur logam dengan bilangan oksidasi besar ditulis dengan akhiran *-i*.

Contoh:

- 1) CuCl = Kupro Klorida (Bilangan oksidasi $\text{Cu} = +1 \rightarrow$ lebih kecil)
- 2) CuCl_2 = Kupri Klorida (Bilangan oksidasi $\text{Cu} = +2 \rightarrow$ lebih besar)
- 3) FeCl_2 = Ferro Klorida (Bilangan oksidasi $\text{Fe} = +2 \rightarrow$ lebih kecil)
- 4) FeCl_3 = Ferri Klorida (Bilangan oksidasi $\text{Fe} = +3 \rightarrow$ lebih besar)

- 5) SnF_2 = Stanno Fluorida (Bilangan oksidasi Sn = +2
→ lebih kecil)

8.4.2 Tata Nama Senyawa Biner Non Logam dengan Non Logam

Menurut Putri (2016), penamaan senyawa biner non logam dengan non logam yaitu:

- a. Atom yang cenderung bermuatan positif diletakkan di depan, sedangkan atom yang cenderung bermuatan negatif diletakkan di belakang dengan urutan berikut ini:

B – Si – C – Sb – As – P – N – H – Te – Se – S – I – Br – Cl – O – F

Contoh:

- 1) Amonia = NH_3 bukan H_3N
 - 2) Air = H_2O bukan OH_2
- b. Senyawa dari dua jenis unsur non logam diberi nama kedua unsur yang bersangkutan, diberi akhiran *-ida*
- a) Atom non logam yang hanya membentuk satu senyawa dengan atom lain, maka atom yang cenderung bermuatan positif diletakkan di depan dan atom yang cenderung bermuatan negatif diletakkan di belakang dengan akhiran *-ida*.

Contoh:

- 1) H_2S = Hidrogen Sulfida
 - 2) HBr = Hidrogen Bromida
 - 3) HCl = Hidrogen Klorida
- b) Pasangan atom yang bersenyawa membentuk lebih dari satu jenis senyawa diberi nama dengan menyatakan jumlah atom tiap unsur dan diakhiri dengan *-ida*. Angka indeks dalam bahasa Yunani yaitu:

1 = Mono	6 = Heksa
2 = Di	7 = Hepta
3 = Tri	8 = Okta
4 = Tetra	9 = Nona
5 = Penta	10 = Deka

Namun, bila indeks 1 dimiliki unsur pertama maka angka indeks tidak perlu disebutkan

Contoh:

- 1) NO = Nitrogen monoksida
(bukan mononitrogen monoksida)
 - 2) CCl₄ = Karbon tetraklorida
 - 3) NO₂ = Nitrogen dioksida
 - 4) SO₂ = Sulfur dioksida
 - 5) SO₃ = Sulfur trioksida
 - 6) N₂O₅ = Dinitrogen pentaoksida
 - 7) Cl₂O₇ = Dikloro heptaoksida
 - 8) PCl₃ = Fosfor triklorida
- c) Untuk senyawa-senyawa yang sudah umum dikenal tidak perlu menggunakan aturan tersebut

Contoh:

- 1) NH₃ = Amonia
- 2) H₂O = Air
- 3) CH₄ = Metana

8.5 Tata Nama Senyawa Poliatomik

Senyawa poliatomik merupakan senyawa yang berasal dari ion-ion poliatomik. Ion poliatomik adalah ion yang terdiri dari dua atom atau lebih atom-atom yang terikat bersama-sama dan membentuk ion, baik ion positif (kation) maupun ion negatif (anion) (Putri, 2016).

Anion poliatomik terbentuk dari atom non logam dengan oksigen (anion beroksigen). Beberapa contoh ion poliatomik dapat dilihat dalam Tabel 8.3.

Tabel 8.3 Ion poliatomik dan namanya

Ion Poliatomik	Nama	Ion Poliatomik	Nama
NH ₄ ⁺	Amonium	BrO ₃ ⁻	Bromat
OH ⁻	Hidroksida	BrO ₄ ⁻	Perbromat
CN ⁻	Sianida	IO ₃ ⁻	Iodat

NO_2^-	Nitrit	IO_4^-	Periodat
NO_3^-	Nitrat	MnO_4^-	Permanganat
ClO^-	Hipoklorit	MnO_4^{2-}	Manganat
ClO_2^-	Klorit	SO_3^{2-}	Sulfit
ClO_3^-	Klorat	SO_4^{2-}	Sulfat
ClO_4^-	Perklorat	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	Tiosulfat
PO_3^{3-}	Fosfit	CrO_4^{2-}	Kromat
PO_4^{3-}	Fosfat	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Dikromat
CO_3^{2-}	Karbonat	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Oksalat

Sumber: (Putri, 2016).

Menurut Putri (2016), tata nama senyawa poliatomik sesuai cara berikut ini:

8.5.1 Anion Sejenis dengan Jumlah Oksigen Berbeda

Penamaan diberi akhiran *-at* jika mengandung oksigen lebih banyak dan diberi akhiran *-it* jika oksigen lebih sedikit.

Contoh:

- 1) SO_4^{2-} = Sulfat
- 2) SO_3^{2-} = Sulfit
- 3) PO_4^{3-} = Fosfat
- 4) PO_3^{3-} = Fosfit
- 5) NO_3^- = Nitrat
- 6) NO_2^- = Nitrit

8.5.2 Anion yang Mengandung Jumlah Oksigen Sampai 4

Penamaannya yaitu ion yang mengandung oksigen paling sedikit diberi awalan *hipo-* dan akhiran *-it*, jika mengandung oksigen paling banyak diberi awalan *per-* dan akhiran *-it*, jika mengandung oksigen paling banyak diberi awalan *per-* dan akhiran *-at*

Contoh:

- 1) ClO^- = Hipoklorit
- 2) ClO_2^- = Klorit
- 3) ClO_3^- = Klorat
- 4) ClO_4^- = Perklorat

8.5.3 Penamaan Dengan Menyebutkan Nama Kation Kemudian Anion

Jika kation adalah logam dengan biloks lebih satu jenis maka seperti yang telah dijelaskan pada aturan sebelumnya setelah nama logam diikuti dengan bilangan oksidasi logam.

- 1) Na_2SO_3 = Natrium Sulfit
- 2) Na_2SO_4 = Natrium Sulfat
- 3) K_3PO_3 = Kalium Fosfat
- 4) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ = Kalsium Fosfat
- 5) AgNO_3 = Perak Nitrat
- 6) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ = Tembaga (II) Nitrat
- 7) MnSO_4 = Mangan (II) Sulfat

8.6 Tata Nama Senyawa Asam dan Basa

8.6.1 Senyawa Asam

Suatu asam adalah zat molekuler yang dapat menghasilkan satu atau lebih ion hidrogen (H^+) dan satu anion untuk setiap molekul asam ketika asam dimasukkan ke dalam pelarut (air). Misalnya asam sulfat (H_2SO_4). Molekul asam sulfat menghasilkan dua ion hidrogen dan satu ion sulfat di dalam larutan air. Asam dengan atom oksigen lebih banyak diberi akhiran *-at*, sedangkan yang lebih sedikit diberi akhiran *-it*. Misalnya H_2SO_4 dengan asam sulfat, H_2SO_3 dinamakan dengan asam sulfit (Putri, 2016).

Jika atom pusat dapat membentuk tiga atau empat asam okso. Penamaan dibedakan oleh kata depan *hipo-* dan *per-*. Misalnya asam okso dari klor, memiliki beberapa senyawa seperti HClO , HClO_2 , HClO_3 , dan HClO_4 . Nama untuk keempat senyawa itu berturut-turut adalah asam hipoklorit, asam klorit, asam klorat, dan asam perklorat (Putri, 2016).

Asam merupakan senyawa yang mengandung kation H^+ dan suatu anion. Menurut Putri (2016), penamaan senyawa asam yaitu:

- a. Senyawa asam oksi (asam poliatom)
 - a) Unsur non logam hanya membentuk satu senyawa berakhiran *-at*
Contoh: H_2CO_3 = Asam Karbonat
 - b) Non logam yang membentuk 2 jenis asam, dengan oksigen sedikit berakhiran *-it*, oksigen banyak berakhiran *-at*.
Contoh:
 - 1) H_2SO_3 = Asam Sulfit
 - 2) HNO_2 = Asam Nitrit
 - 3) H_2SO_4 = Asam Sulfat
 - 4) HNO_3 = Asam Nitrat
 - c) Senyawa asam oksihalogen, penamaan pada bilangan oksidasi atau jumlah oksigennya
Contoh:
 - 1) $HClO$ = Asam Hipoklorit
 - 2) $HClO_3$ = Asam Klorat
 - 3) $HClO_2$ = Asam Klorit
 - 4) $HClO_4$ = Asam Perklorat
- b. Senyawa asam non oksi
Penamaan pada unsur non logam diberi akhiran *-ida*
Contoh:
 - 1) HCl = Asam Klorida
 - 2) HF = Asam Flourida
 - 3) HBr = Asam Bromida
 - 4) H_2S = Asam Sulfida

8.6.2 Senyawa Basa

Suatu basa adalah unsur molekuler yang dapat menghasilkan satu atau lebih ion hidroksida (OH^-) dan suatu kation untuk setiap molekul basa ketika dimasukkan ke dalam pelarut (air). Misalnya natrium hidroksida ($NaOH$) meghasilkan satu ion hidroksida dan satu ion natrium di dalam larutan air (Putri, 2016).

Penamaan basa tidak berbeda dengan senyawa biner pada umumnya, yaitu nama kation diikuti nama hidroksida. Misalnya KOH dinamakan kalium hidroksida, Mg(OH)_2 dinamakan magnesium hidroksida, Al(OH)_3 aluminium hidroksida dan sebagainya (Putri, 2016).

Menurut Putri (2016), basa adalah senyawa yang dalam larutannya mengandung ion hidroksida atau OH^- . Tata nama senyawa basa yang berasal dari unsur logam dan diikuti hidroksida adalah:

- a. Logam dengan biloks tunggal
Contoh :
 - a. NaOH = Natrium Hidroksida
 - b. Ca(OH)_2 = Kalsium Hidroksida
 - c. Al(OH)_3 = Alumunium Hidroksida
 - d. Mg(OH)_2 = Magnesium Hidroksida
- b. Logam dengan biloks lebih dari satu jenis
Contoh:
 - a. CuOH = Tembaga(I) Hidroksida
 - b. Cu(OH)_2 = Tembaga(II) Hidroksida
 - c. Co(OH)_2 = Kobalt(II) Hidroksida
 - d. Co(OH)_3 = Kobalt(III) Hidroksida

Selain tata nama senyawa berdasarkan aturan di atas, ada tata nama alternatif menurut berdasarkan bilangan oksidasi. Bilangan oksidasi dinyatakan dengan angka Romawi I, II, III dan seterusnya yang ditulis setelah nama unsur atau ionnya, tanpa spasi. Tata nama tersebut dapat dilihat pada tabel 8.4.

Tabel 8.4 Tata nama alternatif berdasarkan bilangan oksidasi

Rumus Kimia	Nama	Nama Alternatif Berdasarkan Bilangan Oksidasi
NO	Nitrogen Monoksida	Nitorgen(II) Oksida
NO ₂	Nitrogen Dioksida	Nitrogen(IV) Oksida
HClO	Asam Hipoklorit	Asam Klorat(I)

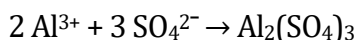
HClO ₃	Asam Klorat	Asam Klorat(V)
PCl ₃	Fosfor Triklorida	Fosfor(III) Klorida
NaClO ₂	Natrium Klorit	Natrium Klorat(III)
Ca(ClO) ₂	Kalsium Hipoklorit	Kalsium Klorat(III)

Sumber: (Putri, 2016).

8.6.3 Senyawa Garam

Senyawa garam merupakan senyawa yang terbentuk melalui reaksi asam dengan basa yang dikenal dengan reaksi netralisasi. Dari pembentukan senyawa garam di atas terlihat bahwa senyawa garam mengandung ion logam yang bermuatan positif dan ion sisa yang bermuatan negatif. Ion sisa asam adalah asam yang telah melepaskan ion H⁺ nya (Putri, 2016).

Contoh pembentukan senyawa garam dari ion Al³⁺ dan ion SO₄²⁻. Untuk membuat senyawa netral maka ion Al³⁺ dikalikan 2 dan ion SO₄²⁻ dikalikan 3.



Penamaan senyawa garam adalah dengan nama ion logam disebutkan terlebih dahulu kemudian nama sisa asamnya (Putri, 2016).

Tabel 8.5 Contoh tata nama senyawa garam

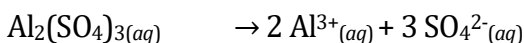
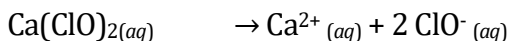
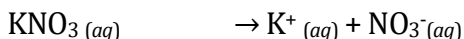
No	Rumus Garam	Nama Garam
1.	AgBr	Perak Bromida
2.	K ₂ SO ₃	Kalium Sulfit
4.	Cu ₃ PO ₃	Tembaga(I) Fosfit
6.	Ba(IO ₄) ₂	Barium Periodat
7.	Pb(NO ₃) ₂	Timbal(II) Nitrat
8.	Ca(ClO) ₂	Kalsium Hipoklorit

9.	$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$	Aluminium Karbonat
11.	$\text{Fe}(\text{ClO}_2)_3$	Besi(III) Klorat
12.	$\text{Sr}(\text{SbO}_3)_2$	Stronsium antimonit
13.	$\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$	Zink Nitrit
14.	SnCl_4	Timah(IV) Klorida
15.	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	Amonium Sulfat
16.	CH_3COONa	Natrium Asetat
17.	$\text{Mg}_3(\text{AsO}_4)_2$	Magnesium Arsenat

Sumber: (Putri, 2016).

Menurut Putri (2016), garam di dalam air akan mengalami ionisasi menjadi ion logam dan ion sisa asam.

Contoh:



Secara umum pembentukan garam atau senyawa elektrolit dapat dituliskan sebagai berikut:



Keterangan:

A^{x+} = kation

B^{y-} = anion

x^+ = jumlah muatan kation

y^- = jumlah muatan anion

A_yB_x = rumus senyawa (jumlah muatan (+) dan (-) adalah nol (0)).

Tabel 8.6 Beberapa kation

No	Bilangan Oksidasi +1	Bilangan Oksidasi +2
1.	Natrium : Na^+	Magnesium : Mg^{2+}
2.	Kalium : K^+	Kalsium : Ca^{2+}
3.	Tembaga(I) : Cu^+	Strontium : Sr^{2+}
4.	Perak : Ag^+	Barium : Ba^{2+}
5.	Emas : Au^+	Stanum(II) : Sn^{2+}

Sumber: (Putri, 2016).

No	Bilangan Oksidasi +3	Bilangan Oksidasi +4
1.	Aluminium : Al^{3+}	Stanum(IV) : Sn^{4+}
2.	Besi(III) : Fe^{3+}	Plumbum(IV) : Pb^{4+}
3.	Kobalt : Co^{3+}	
4.	Krom(III) : Cr^{3+}	

Sumber: (Putri, 2016).

DAFTAR PUSTAKA

- Kurniawati, Y. 2018. Rekontruksi Bahan Ajar Sintesis Senyawa Anorganik Untuk Mahasiswa Calon Guru Kimia Menggunakan Model Of Education Reconstruction. *Konfigurasi*, 2(2), 65-72.
- Lestari, Y. D. 2020. Pengembangan Chemistry Puzzle (Chempuz) Pada Materi Tata Nama Senyawa Kimia Di SMA Negeri 10 Pontianak. *Artikel Penelitian*, 1-8.
- Putri, P. 2016. *Modul Guru Pembelajar Paket Keahlian Kimia Kesehatan Sekolah Menengah Kejuruan (SMK)*. Jakarta: Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan.
- Sukria, U. 2020. Penerapan Model Pembelajaran Numbered Heads Together (NHT) Terhadap Aktivitas dan Prestasi Belajar Siswa Pada Materi Tata Nama Senyawa Kimia Kelas X IIS Ma Sunan Pandanaran Yogyakarta . *Skripsi*, Universitas Islam Indonesia Yogyakarta.

BIODATA PENULIS



Bulkis Musa, S.Si., M.Si.

Dosen Program Studi Kimia
Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam
Universitas Hasanuddin

Penulis lahir di Sampeang (Luwu) pada tanggal 5 September 1990. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Kimia Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam Universitas Hasanuddin. Penulis menyelesaikan pendidikan S1 Prodi Kimia FMIPA Universitas Hasanuddin pada tahun 2013 dan menyelesaikan pendidikan S2 pada tahun 2016 di Prodi Magister Kimia FMIPA Universitas Hasanuddin pada bidang konsentrasi kimia.

BIODATA PENULIS



Nur Yusaerah, S.Si., M.Si.

Dosen Program Studi Tadris IPA IAIN Parepare

Penulis merupakan Putri Bungsu dari Bapak Muhammadong dan Ibu Raedana yang lahir di Watampone – Sulawesi Selatan pada tanggal 22 Oktober 1995. Penulis adalah Dosen Tetap pada Program Studi Tadris IPA Fakultas Tarbiyah, Institut Agama Islam Negeri Parepare. Penulis menyelesaikan Pendidikan S1 di Program Studi Kimia, Jurusan Kimia FMIPA Universitas Negeri Makassar. Kemudian melanjutkan Pendidikan S2 di Departemen Kimia, Konsentrasi Kimia Analitik di Universitas Airlangga. Hingga saat ini, penulis menekuni bidang Kimia Analitik.

BIODATA PENULIS



Dr. Waode Rustiah, S.Si., M.Si.

Dosen Program Studi Teknologi Laboratorium Medis
Politeknik Kesehatan Muhammadiyah Makassar

Penulis lahir di Pangkajene Kepulauan, pada tanggal 30 Januari 1979. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Teknologi Laboratorium Medis, Politeknik Kesehatan Muhammadiyah Makassar. Menyelesaikan pendidikan S1 tahun 2002 pada Jurusan Kimia di Universitas Hasanuddin, dan melanjutkan pendidikan S2 pada tahun 2005 di Institut Teknologi Bandung (ITB) pada bidang konsentrasi Kimia Analitik. Pada tahun 2019 telah menyelesaikan pendidikan S3 pada Program Doktor Ilmu Kimia di Universitas Hasanuddin.

BIODATA PENULIS



Muawanah, ST., M.Si

Dosen Program Studi DIII Teknologi Laboratorium Medis
Politeknik Kesehatan Muhammadiyah Makasar

Penulis lahir di Pekkae tanggal 15 Juni 1979. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi DIII Teknologi Laboratorium Medis Politeknik Kesehatan Muhammadiyah Makassar. Menyelesaikan pendidikan S1 Teknik Kimia Universitas Muslim Indonesia dan melanjutkan S2 pada Jurusan Kimia FMIPA Universitas Hasanuddin. Penulis menekuni bidang ilmu Kimia Analitik, Toksikologi Klinik, dan Biokimia.

BIODATA PENULIS



Tuti Suprianti, S.Si., M.Si.

Dosen Program Studi Kimia
Prodi Kimia Universitas Syekh Yusuf Al Makassar

Penulis lahir di Ujung Pandang tanggal 01 April 1982. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Kimia Prodi Kimia, Universitas Syekh Yusuf Al Makassar, Gowa. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia dan melanjutkan S2 pada Jurusan Kimia. Hingga saat ini penulis tercatat sebagai Dosen di Universitas Syekh Yusuf Al Makassar dan Guru di satuan pendidikan SMK Farmasi Gowa, Sulawesi Selatan.

BIODATA PENULIS



Nur Aeni, S.Si.,M.Si

Dosen Program Studi Kimia

Universitas Syekh Yusuf Al- Makassar Gowa

Penulis lahir di Alesilurung (Kec. Pitumpanua, Kab. Wajo, Sulawesi Selatan) pada tanggal 30 April 1995. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Kimia, Universitas Syekh Yusuf Al-Makassari Gowa. Sebelumnya pernah mengajar dan menjadi operator dapodik di SMKS Farmasi. Penulis Menyelesaikan pendidikan S1 Jurusan Kimia di Universitas Hasanuddin dan melanjutkan S2 Jurusan Kimia, Bidang Minat Biokimia dengan konsentrasi penelitian Biomedis di Universitas Brawijaya.

BIODATA PENULIS



Dr. RAHMAWATI, S. Si, M. Kes.

Dosen Tetap Program Studi D3 Teknologi
Laboratorium Medis (TLM)

POLITEKNIK KESEHATAN MUHAMMADIYAH MAKASSAR

Penulis lahir di Desa Kasiwang Kecamatan Suli Kabupaten Luwu pada tanggal 12 April 1980, merupakan anak kedua dari dua bersaudara dari pasangan Abd. Muis dan Rapidah Hasan. Penulis adalah dosen tetap yayasan pada Program Studi D3 Teknologi Laboratorium Medis (TLM) Politeknik Kesehatan Muhammadiyah Makassar. Menyelesaikan pendidikan sekolah dasar di SD Negeri 20 Cimpu Kecamatan Suli Kabupaten Luwu pada tahun 1992. Pada tahun 1995 telah menyelesaikan pendidikan sekolah menengah pertama pada SMP Negeri 2 Kabupaten Takalar. Kemudian pada tahun 1998 menyelesaikan pendidikan sekolah menengah atas pada Sekolah Menengah Farmasi (SMF) Depkes Ujungpandang, Makassar.

Penulis menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia Fakultas MIPA Universitas Hasanuddin pada tahun 2003. Pada tahun 2004 melanjutkan S2 pada Jurusan Kesehatan Lingkungan Fakultas Kesehatan Masyarakat (FKM) Universitas Hasanuddin dan berhasil menyelesaikan studi pada tahun 2006. Kemudian pada

tahun 2013 melanjutkan S3 pada jurusan Ilmu Kimia Fakultas MIPA Universitas Hasanuddin dan berhasil meraih gelar Doktor pada tahun 2018. Penulis menekuni bidang ilmu kimia analitik dan biokimia serta toksikologi klinik.

BIODATA PENULIS



Nuramaniyah Taufiq, S.Si., M.Si.

Dosen Program Studi DIII Teknologi Laboratorium Medis
Fakultas Teknologi Kesehatan Universitas Megarezky

Penulis lahir di Menge tanggal 4 Maret 1989. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi DIII Teknologi Laboratorium Medis Fakultas Teknologi Kesehatan, Universitas Megarezky. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia di Universitas Islam Negeri Alauddin Makassar pada tahun 2011 dan melanjutkan pendidikan S2 pada Jurusan Kimia di Universitas Hasanuddin pada tahun 2015.