Bunga Rampai

KONSEP DASAR IPA

Penulis:

Jelita, Darmawan Harefa, Nisrina Hikmawati, Moh. Imam Sufiyanto, Muh. Habibbulloh, I Gusti Ayu Ngurah Kade Sukiastini, Rahmawida Putri , Wiputra Cendana, Dewi Handayani, Novilka Lestari, Devi Wahyu E, Abditama Srifitriani

Editor : Misbah

Bunga Rampai
KONSEP DASAR IPA

Penulis:

Jelita, Darmawan Harefa, Nisrina Hikmawati, Moh. Imam Sufiyanto, Muh. Habibbulloh, I Gusti Ayu Ngurah Kade Sukiastini, Rahmawida Putri , Wiputra Cendana, Dewi Handayani, Novika Lestari, Devi Wahyu E, Abditama Srifitriani.

Bunga Rampai
KONSEP DASAR IPA

Nuta Media, Yogyakarta
Ukuran. 15,5 x 23
Halaman 228 + viii

Cetakan : I, Juni 2022

ISBN : 978-623-5967-61-5

Penulis : Jelita, Darmawan Harefa, Nisrina Hikmawati, Moh. Imam Sufiyanto, Muh. Habibbulloh, I Gusti Ayu Ngurah Kade Sukiastini, Rahmawida Putri , Wiputra Cendana, Dewi Handayani, Novika Lestari, Devi Wahyu E, Abditama Srifitriani.

Editor : Misbah
Sampul : Team nuta
Layout : Team nuta

Diterbitkan oleh :
Nuta Media
Jl. P. Romo, No. 19 Kotagede Jogjakarta/
Jl. Nyi Wiji Adhisoro, Prenggan Kotagede Yogyakarta
nutamediajogja@gmail.com; 081228153789

@2022, Hak Cipta dilindungi undang-undang, dilarang keras menterjemahkan, memfotokopi atau memperbanyak sebagain atau seluruh isi buku ini tanpa izin tertulis dari penerbit

KATA PENGANTAR

Puji dan syukur kehadirat Tuhan Yang Maha Esa yang telah memberikan rahmat dan karunia-Nya sehingga kami dapat menyelesaikan Bookchapter yang berjudul **Konsep Dasar IPA.** Dengan selesainya buku ini, perkenankanlah kami dengan hati yang yang tulus menyampaikan rasa hormat dan terima kasih kepada Panitia **CEL KODELN** Pusat dan pihak-pihak yang terkait yang telah memotivasi kami dalam pembuatan buku ini.

Buku ini disusun dengan menyajikan materi secara dinamis yang ditujukan bagi mahasiswa , pendidik, atau siapapun yang berminat untuk memperluas tentang materi dasar ilmu pengetahuan alam. Buku ini dapat menjadi buku pegangan dalam proses pembelajaran diperkuliahan. Ilmu pengetahuan alam (IPA) dapat dipelajari dari Sekolah Dasar sampai Perguruan Tinggi dengan pendalaman materi setiap tingkatannya dengan mengangkat tema-tema dasar disetiap materi untuk menambah ilmu pengetahuan. Buku ini memuat tentang:

Bab 1. Materi dan Perubahannya

Bab 2. Besaran dan Pengukuran

Bab 3. Gaya, Gerak dan Energi

Bab 4. Suhu dan Panas

Bab 5. Gelombang dan Bunyi

Bab 6. Struktur Atom dan Sistem Periodik Unsur

Bab 7. Larutan, Konsentrasi dan Pengenceran

Bab 8. Asam, Basa dan Garam

Bab 9. Mahluk hidup dan Lingkungannya

Bab 10. Sistem dan Alat Pernapasan Mahluk Hidup

Bab 11. Ekosistem dan Rantai Makanan

Bab 12. Anatomi dan Fisiologi Tubuh Mahluk Hidup (Putri)

Bab 13. Alat Pencernaan manusia dan Kesehatan

Kami menyadari pembuatan bookchapter masih jauh dari kesempurnaan. Untuk itu, kami dengan senang hati menerima saran dan kritikan yang membangun untuk menyempurnakan buku ini menjadi lebih baik. Kami berharap semoga buku ini bermanfaat dan berguna untuk peningkatan pemahaman para pengguna/pembaca.

Jogyakarta, 10 Januari 2022

Team Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR i

BAB I. MATERI DAN PERUBAHANNYA

Wiputra Cendana 1

A. Sifat Materi 1

B. Perubahan Materi 6

C. Manfaat Materi dan Perubahannya 11

BAB II. BESARAN DAN PENGUKURA

Muh.Habibbulloh 13

A. Besaran 13

B. Satuan Internasional 15

C. Pengukuran 23

BAB III. GAYA, GERAK DAN ENERGI

Darmawan Harefa 34

A. Gaya 34

B. Jenis-jenis Gaya 35

C. Macam-Macam Gaya 37

D. Gerak 40

E. Energi 46

BAB IV. SUHU DAN KALOR

Novika Lestari 49

A. Suhu 49

B. Konversi Skala Termometer 52

C. Kalor 54

D. Perubahan Fase Zat 56
E. Kalor Laten 58
F. Asas Black 58
G. Perpindahan Kalor 60

BAB V. GELOMBANG DAN BUNYI
I Gusti Ayu Ngurah Kade Sukiastini 63
A. Gelombang 63
B. Jenis-Jenis Gelombang 63
C. Besaran-Besaran Pada Gelombang 65
D. Sifat-Sifat Gelombang 67
E. Bunyi 68
F. Cepat Rambat Bunyi 69
G. Interferensi Bunyi 71
H. Resonansi Bunyi 71
I. Intensitas Bunyi Dan Taraf Bunyi 73
J. Efek Doppler 74
K. Pelayangan Bunyi 76

BAB VI. STRUKTUR ATOM DAN SISTEM PERIODIK UNSUR
Dewi Handayani 78
A. Struktur Atom 78
B. Sistem Periodik Unsur 92

BAB VII. CAMPURAN, KONSENTRASI DAN PENGENCERAN
Dewi Handayani 106
A. Campuran 106
B. Konsentrasi 110
C. Pengenceran 113

BAB VIII. ASAM, BASA DAN GARAM

Jelita 116

A. Asam, Basa dan Garam dalam Kehidupan Sehari-hari 116

B. Teori Asam- Basa 117

C. Garam 121

D. Identifikasi Asam, Basa dan Garam 122

E. Kekuatan Asam-Basa 124

F. pH Larutan 125

BAB IX. MAKHLUK HIDUP DAN LINGKUNGANNYA

Abditama Srifitriani 131

A. Pendahuluan 131

B. Tingkatan Klasifikasi Makhluk Hidup 132

C. Tingkatan Organisasi Makhluk Hidup 133

D. Interaksi Makhluk Hidup dengan Lingkungannya 137

E. Adaptasi Makhluk Hidup terhadap Lingkungannya 146

BAB X. SISTEM PERNAFASAN PADA MAKHLUK HIDUP

Nisrina Hikmawati 153

A. Sistem Pernafasan Pada Manusia 153

B. Sistem Pernafasan Pada Hewan 157

C. Sistem Pernafasan Pada Tumbuhan 164

BAB XI. EKOSISTEM DAN RANTAI MAKANAN

Moh.Imam Sufyanto 170

A. Ekosistem 170

B. Daur Biogeokimia 171

C. Keanekaragaman Hayati 181

D. Kestabilan ekosistem 184

BAB XII. ANATOMI DAN FISIOLOGI TUBUH MAHLUK HIDUP
Rahmawida Putri 193
A. Pengantar 193
B. Pengertian Anatomi 194
C. Pengertian Fisiologi 194
D. Klasifikasi Anatomi dan Fisiologi 195
E. Posisi Anatomi 197
F. Istilah dan Arah Bidang Anatomi 197
G. Tingkat Struktural Organisasi Tubuh 199
H. Sistem Integumen 200
I. Sistem Muskuloskeletal 201
J. Sistem Saraf 204
K. Sistem Pencernaan 205
L. Sistem Pernapasan 206

BAB XIII. ALAT PENCERNAAN MANUSIA DAN KESEHATAN
Devi Wahyu Ertanti 210
A. Alat Pencernaan Manusia 210
B. Kesehatan 219

BIOGRAFI PENULIS 222

BAB VI
STRUKTUR ATOM DAN SISTEM PERIODIK UNSUR

Dewi Handayani

A. Struktur Atom

1. Perkembangan Teori Atom

Sejak dahulu, para ahli sudah berdebat tentang bagian benda yang paling kecil. Menurut para ahli, ada sebuah materi yang bisa menjadi bagian terkecil dari sebuah benda. Demokritus, seorang ahli filsafat asal Yunani menyebut bagian tersebut sebagai atomos. Pendapat ini mengawali munculnya teori atom dan menimbulkan berbagai kontroversi. Bagaimana perkembangan teori atom ini selanjutnya. Lantas, benarkah atom adalah bagian terkecil dari benda?

a. Model Atom Dalton

Pada tahun 1808, seorang ilmuwan berasal dari Inggris bernama John Dalton, merumuskan definisi atom dengan partikel penyusunan materi yang tidak dapat dibagi lagi (Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Jespersen *et al.*, 2012). Model atom Dalton juga memiliki beberapa kelemahan diantaranya sebagai berikut ini.

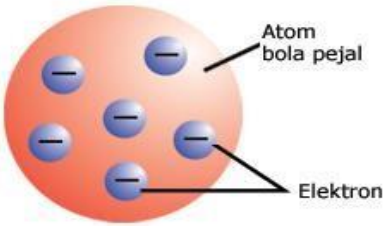
1) Dalton menyatakan bahwa atom tidak dapat dibagi lagi, kini telah dibuktikan bahwa atom terbentuk dari partikel dasar (yang lebih kecil dari atom) yakni elektron, proton dan neutron.
2) Menurut Dalton, atom tidak dapat diciptakan maupun dimusnahkan. Tetapi ternyata dengan reaksi nuklir suatu atom dapat diubah menjadi atom usur yang lainnya.

3) Dalton menyatakan bahwa atom suatu unsur sama dalam segala hal. Sekarang ternyata ada isotop, yaitu atom unsur yang sama tetapi massanya berbeda.

4) Perbandingan unsur dalam satu senyawa menurut Dalton adalah bilangan bulat sederhana. Tetapi saat ini semakin banyak ditemukan senyawa dengan perbandingan yang tidak sederhana, misalnya $C_{18}H_{35}O_2Na$

b. Model Atom Thomson

Pada awal abad ke-20, Thomson menggambarkan atom seperti bola pejal, yaitu bola padat yang bermuatan positif. Di permukaannya, tersebar elektron yang bermuatan negatif. Thomson berhasil membuktikan adanya partikel yang bermuatan negatif dalam atom.



Gambar 1. Model atom Thomson

Namun sayangnya teori atom Thomson juga memiliki beberapa kekurangan, yaitu

1) Tidak adanya lintasan elektron dan tingkat energi.

2) Tidak dapat menjelaskan susunan muatan positif dan negatif dalam atom.

c. Model Atom Rutherford

Rutherford merumuskan teori atom yang disebut model atom Rutherford "atom terdiri dari inti yang bermuatan positif yang merupakan terpusatnya massa. Di sekitar inti

terdapat elektron yang bergerak mengelilinginya dalam ruang hampa".

d. Model Atom Bohr

Model atom Bohr terbentuk dan berkembang dari model atom Rutherford dan teori atom kuantum Planck yang didasarkan atas anggapan sebagai berikut:

1) Atom terdiri atas inti bermuatan positif.
2) Elektron bergerak mengelilingi inti atom dalam lintasan atau orbit tertentu.
3) Lintasan yang diperlukan adalah lintasan dimana momentum sudut elektron merupakan kelipatan dari $\frac{h}{2\pi}$ dengan h ialah tetapan Planck. Lintasan ini disebut "lintasan kuantum".
4) Karena momentum sudut antara elektron (massa = m) yang bergerak dengan kecepatan v dengan jari-jari r adalah m v r maka, m v r =n $\frac{h}{2\pi}$ (n = 1, 2, 3,……)
5) Jika elektron bergerak dalam salah satu lintasan kuantumnya, maka elektron tidak akan memancarkan energi. Elektron dalam lintasan ini bisa dikatakan berada dalam keadaan *stasioner* atau dalam tingkat energi tertentu.
6) Bila elektron pindah dari tingkat energi E1 ke tingkat energi E2 yang lebih rendah, maka akan terjadi radiasi energi sebanyak, E1-E2 = $h\,v$ (Syukri, 1999; Achmad, H., 2001).

Gagasan tentang elektron mengitari atau mengelilingi inti dalam orbit tetentu seperti halnya bulan mengitari matahari mudah dimengerti orang sehingga teori atom Bohr dapat diterima. Lama kelamaan disadari bahwa teori ini tidak dapat menjeaskan banyak hal. Jika atom ditempatkan pada medan magnet, dijumpai spektrum emisi yang lebih rumit.

Peristiwa ini yang disebut efek Zeeman tidak dapat dijelaskan dengan teori Bohr.Teori atom Bohr telah berhasil menjelaskan terjadinya spektrum atom Hidrogen yang mempunyai elektron tunggal. Bagaimana dengan atom yang berelektron banyak? Inilah yang tidak dapat dijelaskan oleh Bohr.

e. Model Atom Mekanika Kuantum

Erwin Schrodinger (1927) menggunakan perhitungan matematika untuk menjelaskan pola gelombang partikel yang bergerak, yang dikenal dengan persamaan gelombang yang melibatkan perilaku partikel dan perilaku gelombang dari elektron. Fungsi gelombang ini mendiskripsikan bentuk ruang dan energi yang dimungkinkan dari gerakan elektron dalam atom. Bentuk ruang dan energi dari gerakan elektron ini yang dinamakan orbital. Menurut mekanika gelombang orbital merupakan tingkat energi dari suatu ruang yang mempunyai peluang terbesar (kebolehjadian terbesar) untuk menemukan elektron disekitar inti atom.

Menurut Warner Heisenberg (1927), akibat dari sifat dualisme tersebut maka letak dan kecepatan elektron tidak dapat dipastikan secara serentak. Apabila letaknya dapat dipastikan, maka kecepatannya tidak dapat ditentukan, demikian pula sebaliknya.

Model atom mekanika gelombang yaitu elektron berputar mengelilingi inti atom membentuk gelombang, bukan berupa garis lingkaran seperti yang dikemukakan oleh Bohr. Akibatnya kedudukan elektron disekitar inti tidak diketahui dengan pasti, yang diketahui hanya daerah kebolehjadian atau orbital. Oleh karena itu, terdapat ketidakpastian tentang letak dan kecepatan dari elektron tersebut.

Dalam penggambaran posisi elektron atom berdasarkan model atom mekanika gelombang, digunakan istilah bilangan kuantum. Ada empat jenis bilangan kuantum yaitu bilangan kuantum utama (n), bilangan kuantum azimuth (l), bilangan kuantum magnetik (m), dan bilangan kuantum spin (s).

2 Atom, Molekul, dan Ion

2.1 Partikel Penyusun Atom

Dalam sebuah atom terdapat inti atom dan partikel-partikel yang menyusunnya. Partikel ini meliputi; elektron, proton dan neutron.

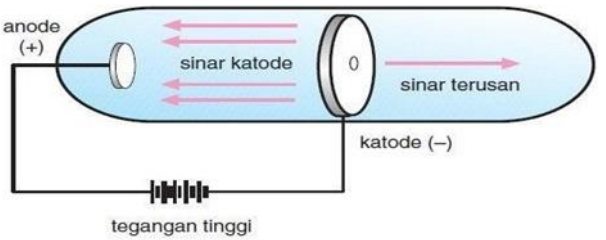
1). Elektron

Pernahkah Anda memperhatikan tabung televisi? Tabung televisi adalah tabung sinar katoda. Percobaan tabung sinar katoda pertama kali dilakukan oleh William Crookes (1875). Hasil dari risetnya adalah penemuan bahwa seberkas cahaya muncul dari katoda ke anoda dan disebut sinar katoda. George Johnstone Stoney (1891) yang mengusulkan nama sinar katoda disebut "elektron". Kelemahan Stoney tidak dapat menjelaskan pengaruh elektron terhadap perbedaan sifat antara atom suatu unsur dengan atom unsur lain. Antoine Henri Becquerel (1896) menetapkan bahwa sinar yang dipancarkan oleh unsur radioaktif memiliki sifat yang mirip dengan elektron. Thomson (1897) melanjutkan eksperimen William Crookes. yaitu pengaruh medan listrik dan medan magnet. Pada tabung sinar katoda. J.J. Thomson menunjukkan bahwa sinar katoda dapat dibelokkan menuju anoda dari medan listrik. Hal ini menunjukkan bahwa ada partikel bermuatan negatif dalam atom.

J.J. Thomson menunjukkan bahwa sinar katoda dapat dibelokkan menuju anoda dari medan listrik. Hal ini menunjukkan bahwa ada partikel bermuatan negatif dalam atom. Besarnya muatan dalam elektron ditemukan oleh Robert Andrew Milikan (1908) melalui percobaan tetes minyak Millian. Minyak disemprotkan ke dalam tabung berlistrik. Karena gaya gravitasi, tetesan minyak akan jatuh. Jika tetesan minyak menerima muatan negatif, ia akan tertarik ke terminal positif medan listrik. Dari hasil percobaan Milikan dan Thomson, muatan elektron -1 dan massa elektron 0, sehingga elektron dapat dicatat sebagai $({}^{0}_{-1}e)$

2). Penemuan Proton

Apabila massa elektron 0 artinya suatu partikel tidak mempunyai massa. Akan tetapi, kenyataannya partikel materi mempunyai massa yang dapat diukur dan bersifat netral. Bagaimana mungkin atom itu bersifat netral dan mempunyai massa, jika hanya ada elektron saja dalam atom?. Eugene Goldstein (1886) melakukan riset dari tabung gas yang memiliki katoda, yang diberi lubang-lubang dan diberi muatan listrik.



Gambar 2.Percobaan Goldstein
(sumber : https://onlinelearning.uhamka.ac.id/)

Hasil eksperimen tersebut membuktikan bahwa pada saat terbentuk elektron yang menuju anode,

terbentuk pula sinar positif yang menuju arah berlawanan melewati lubang pada katode. Setelah berbagai gas dicoba dalam tabung ini, ternyata gas hidrogenlah yang menghasilkan sinar muatan positif yang paling kecil baik massa maupun muatannya, sehingga partikel ini disebut dengan proton. Massa proton = 1 sma (satuan massa atom) dan muatan proton = +1.

3). Penemuan Inti Atom

Setelah penemuan proton dan elektron, Ernest Rutherford melakukan penelitian penembakan lempeng tipis emas. Apabila atom terdiri dari partikel yang bermuatan positif dan negatif maka sinar alfa yang ditembakkan harusnya tidak ada yang diteruskan/ menembus lempeng sehingga muncullah suatu istilah inti atom. Rutherford dibantu oleh Hans Geiger dan Ernest Marsden (1911) mendapatkan konsep inti atom yang didukung dengan penemuan sinar X oleh WC. Rontgen (1895) dan penemuan zat radioaktif (1896). Percobaan Rutherford, hamburan sinar alfa oleh lempeng emas. Hasil ini membuat Rutherford menyatakan hipotesisnya bahwa atom tersusun dari inti yang bermuatan positif dan dikelilingi elektron yang bermuatan negatif, sehingga atom bersifat netral. Massa inti atom tidak seimbang dengan massa proton yang ada dalam inti atom, sehingga dapat diprediksi bahwa ada partikel lain dalam inti atom.

4). Neutron

Prediksi dari Rutherford memacu W. Bothe dan H. Becker (1930) melakukan eksperimen penembakan partikel alfa pada inti atom berilium (Be) dan dihasilkan radiasi partikel berdaya tembus tinggi. Chadwick

mengamati bahwa Be yang ditembak dengan partikel α memancarkan suatu partikel yang mempunyai daya tembus yang sangat tinggi dan tidak dipengaruhi oleh medan magnet maupun medan listrik. Partikel ini bersifat netral atau tidak bermuatan. Partikel ini kemudian diberi nama neutron dan dilambangkan dengan

Sifat-sifat neutron adalah :

a) Tidak bermuatan karena sinar neutron dalam medan listrik ataupun medan magnet tidak dibelokkan ke kutub positif dan negatif.
b) Mempunyai massa yang hampir sama dengan massa atom, yaitu 1,675 x10^{-24} g atau 1,0087sma.

2.2. Nomor Atom dan Nomor Massa

1). Nomor Atom

Nomor atom menunjukkan jumlah muatan positif dalam inti atom (jumlah proton). Menurut Henry Moseley (1887-1915) jumlah muatan positif setiap unsur bersifat karakteristik, jadi unsur yang berbeda akan memiliki nomor atom yang berbeda. Untuk jumlah muatan positif (nomor atom) diberi lambang Z. Jika atom bersifat netral, maka jumlah muatan positif (proton) dalam atom harus samadengan jumlah muatan negatif (elektron). Jadi, nomor atom = jumlah proton = jumlah elektron.

2). Nomor massa

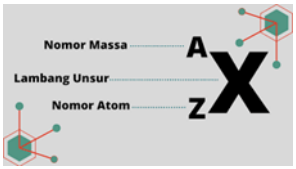
Berdasarkan percobaan tetes minyak Millikan ditemukan bahwa massa elektron = 9,109 x10^{-28} gram. Jika 1 satuan massa atom atau satu sma = massa 1 atom hidrogen = 1,6603 x 10^{-24} gram, maka massa 1 elektron

adalah 9,109 x10^{-28} dibagi 1,6603 x 10^{-24}= 5,49 x 10^{-24}= 1/1,836 sma.

Atom terdiri atas proton, neutron, dan elektron. Jadi, Massa atom = (massa p + massa n) + massa e. Massa elektron jauh lebih kecil dari pada massa proton dan massa neutron, maka massa elektron dapat diabaikan. Dengan demikian: Massa atom = massa p + massa n Massa atom dinyatakan sebagai nomor massa dan diberi lambang A. Jadi: Nomor Massa= jumlah proton + jumlah neutron.

3). Notasi Atom

Penulisan notasi pada atom adalah sebagai berikut:



dimana:

X = lambang atom/unsur

A = nomor massa atom

Z = nomor atom

Nomor atom (Z) menujukkan jumlah proton atau elektron yang terdapat di dalam atom. Pada atom netral, jumlah elektron sama dengan jumlah proton. Sedangkan dalam bentuk ion, jumlah elektron tidak sama dengan jumlah proton. Namun jumlah proton tetap, baik dalam atom netral maupun dalam ionnya, yang berubah adalah jumlah elektronnya. Nomor massa (A) menunjukkan jumlah proton dan neutron yang terdapat padainti atom. Pada terjadinya reaksi kimia, jumlah nomor atom dan massa yang terlibat sebelum dan setelah reaksi haruslah tetap.

2.3. Isotop, Isoton, Isobar dan Isoelektron

Atom tersusun elektron dan inti atom. Inti atom terdiri dari proton yang bermuatan positif dan neutron yang tidak bermuatan (netral). Jumlah total dari dari proton dan neutron dinyatakan sebagai nomor massa atom dari inti. Dua atom atau lebih mempunyai kesamaan jumlah proton, nomor massa, jumlah neutron atau elektron yang disebut isotop, isobar, isoton, dan isoelektron.

1). Isotop

Pada tahun 1912, J.J. Thomson melakukan percobaan untuk menentukan perbandingan muatan terhadap massa (e/m) dari ion positif yang dihasilkan dalam sebuah tabung sinar kanal. Hasil yang didapat dengan menggunakan gas neon sangat diluar dugaan. Penemuan Thomson adalah bahwa atom-atom dari unsur yang sama dapat sedikit berbeda dalam massanya. Perbedaan ini disebut isotop. Jadi isotop yaitu atom-atom yang mempunyai nomor atom sama, tetapi mempunyai massa yang berbeda. Karena setiap unsur mempunyai atom-atom dengan nomor atom yang sama, maka dapat dikatakan bahwa isotop merupakan unsur yang mempunyai jumlah proton sama, tetapi nomor massa berbeda.

2). Isobar

Isobar yaitu atom-atom yang nomor atomnya berbeda (unsur yang berbeda), tetapi nomor massanya sama.

3). Isoton

Isoton yaitu atom-atom dari unsur-unsur yang berbeda, tetapi jumlahneutronnya sama.

4). Isoelektron

Isoelektron yaitu atom-atom dari unsur yang berbeda, tetapi jumlahelektronnya sama.

2.4. Molekul

Molekul merupakan kumpulan dua atom atau lebih yang ada dalam suatu susunan tertentu yang terikat oleh gaya kimia atau ikatan kimia. Pada molekul ini adanya dua atom atau lebih saling keterikatan dan memiliki unsur-unsur yang sama, seperti O_2 yang ada pada Oksigen atau pada atom yang mempunyai unsur yang berbeda yang biasa disebut dengan sebutan molkul senyawa. Contoh H_2O yang terdiri dari dua atom H dan juga satu atom O.

Atom ini berhubungan sangat kuat karena atom yang tidak kovalen tidak akan bisa dianggap sebagai molekul tunggal. Selain itu, molekul juga biasa disebut sebagai salah satu bagian dari atom yang paling kecil dan tidak bisa dipecahkan dari senyawa kimia yang terdiri dari dua atom atau lebih yang saling berkaitan antara atom satu dengan yang lainnya. Adapun macam-macam molekul ada dua yakni molekul unsur dan molekul senyawa.

1). Molekul Unsur

Molekul unsur adalah molekul yang terbentuk dari hasil penggabungan atom atau unsur yang satu jenis. Molekul unsur ini intinya adalah molekul yang terdiri dari satu jenis atom atau unsur saja. Molekul unsur ini terdapat penamaan sendiri mengenai jumlah unsur penggabungannya yaitu:

a) Dwiatom yaitu molekul yang terbentuk dari dua atom
b) Triatom yaitu molekul yang terbentuk dari tiga atom
c) Tetraatom yaitu Molekul yang terbentuk dari 4 atom.

Molekul yang terdiri dari 3 atau lebih disebut juga dengan molekul poliatomik. Adapun contoh dari molekul unsur adalah O_2 (Oksigen), O_3 (Ozon), P_4 (Posfor), N_2 (Nitrogen), H_2 (Hidrogen).

2). Molekul Senyawa

Molekul senyawa merupakan molekul yang terbentuk dari beberapa unsur atom atau lebih. Pengertian lain dari molekul senyawa adalah molekul yang dihasilkan dari penggabungan unsur atau atom dengan jenis yang berbeda.Perlu diketahui bahwa semua senyawa adalah molekul, tidak semua molekul senyawa. Contoh dari molekul senyawa yaitu CO_2 (Karbon Dioksida) yang terdiri dari 1 atom Karbon dan 2 atom Oksigen.

3). Ukuran Molekul

Ukuran suatu molekul sangatlah kecil apabila dilihat dengan mata telanjang. Kecuali yang terdapat pada sebuah DNA mencapai ukuran makroskopis. Adapun ukuran molekul terkecil adalah hidrogen diatomik (H_2), dengan keseluruhan molekul sekitar dua kali panjang ikatnya (0.74 Å). Untuk ukuran molekul yang sangat besar disebut dengan makromolekul.

4). Rumus Molekul

Rumus empiris adalah senyawa yang menunjukkan nilai perbandingan yang paling sederhana unsur-unsur penyusun senyawa tersebut. Seperti air yang memiliki nilai perbandingan atom hidrogen berbanding oksigen 2:1. Etanol juga selalu memiliki nilai perbandingan antara karbon, hidrogen, serta oksigen 2:6:1. Akan tetapi rumus tidak menunjukkan bentuk ataupun susunan atom dalam molekul tersebut. Rumus empiris hanya

mampu memberikan nilai perbandingan atom-atom penyusun suatu molekul dan tidak memberikan nilai jumlah atom yang sesungguhnya. Hanya saja rumus molekul menggambarkan jumlah atom penyusun molekul secara tepat.

2.5. Ion

Ion adalah atom atau molekul yang telah memperoleh atau kehilangan satu atau lebih elektron valensi, sehingga menghasilkan muatan listrik positif atau negatif. Ion terbentuk karena ketidakseimbangan jumlah proton (partikel bermuatan positif) dan elektron (partikel bermuatan negatif) dalam spesi kimia. Jika jumlah elektron lebih sedikit dari proton atau kehilangan elektron, maka ion tersebut bermuatan positif. Akan tetapi, jika jumlah elektron lebih banyak dari proton atau menerima elektron, maka ion tersebut bermuatan negatif.

1). Karakteristik Ion

Zat yang terionisasi pada umumnya memiliki sifat dan perilaku yang berbeda daripada ketika zat tersebut pada kondisi netral. Hal yang umum terjadi adalah suatu zat yang bersifat isolator atau non-konduktor akan menjadi konduktor atau mampu menghantarkan listrik ketika zat tersebut terionisasi. Ketika suatu atom atau molekul berubah menjadi ion, maka atom atau molekul tersebut menjadi sesuatu yang sepenuhnya baru. Pada saat suatu materi berada dalam kondisi ion, maka materi tersebut akan lebih reaktif atau mudah bereaksi dengan zat lain. Hal ini terjadi karena pada kondisi ion, suatu atom atau molekul memiliki energi yang lebih tinggi sehingga cenderung akan bereaksi dengan zat lain yang berada di sekitarnya dan memungkinkan untuk terjadinya reaksi. Dengan bereaksi atau berikatan dengan

zat lain, maka muatan akan menjadi netral kembali sehingga energi dari materi itu akan lebih rendah atau menjadi lebih stabil.

Senyawa ionik dapat berasal dari bahan logam maupun nonlogam. Sebagian besar senyawa ionik dapat larut dalam air, tetapi tidak semua yang larut dalam air bersifat ionik. Kondisi tersebut disebabkan karena molekul air dapat menembus kristal atau kisi kristal sehingga memecah atau melemahkan kekuatan elektrostatikyang kuat antara ikatan kation dan anion. Ketika ikatan tersebut terbuka, maka suatu senyawa ionik akan menjadi larut dalam air dalam keadaan ionisasi. Sedangkan dalam pelarut organik, senyawa ionik ini tidak larut dalam pelarut organik seperti dalam eter, n-hexane, alkohol, maupun dalam pelarut organik lainnya.

2). Jenis-Jenis Ion

Ion dapat dikelompokkan menjadi dua kategori besar, yaitu kation dan anion. Kation adalah ion yang membawa muatan positif bersih karena jumlah proton dalam spesies lebih besar daripada jumlah elektron. Kation pada umumnya terbentuk akibat dari suatu spesi yang kehilangan satu atau lebih elektronnya. Rumus untuk kation ditunjukkan dengan tanda "+" dengan diawali angka yang menunjukkan jumlah muatan. Misalnya yaitu H^+ berarti atom hidrogen yang bermuatan 1+, untuk Ca^{2+} merupakan kalsium yang bermuatan 2+.

Anion adalah ion yang membawa muatan negatif. Anion terbentuk karena suatu spesi menarik atau menangkap elektron dari spesi lain yang kehilangan elektron. Di dalam kimia, anion biasa dituliskan dengan

tanda "-" yangsama seperti kation dengan diawali angka yang menunjukkan besar muatannya. Muatan pada anion diindikasikan menggunakan superscript setelah rumus kimia. Sebagai contoh, Cl^- adalah simbol untuk anion klorin, yang membawa muatan negatif tunggal (-1). Contoh lainnya adalah simbol untuk anion sulfat ditulis sebagai $SO4^{2-}$ yang bermuatan 2-.

3). Ion Monatomik dan Poliatomik

Ion monoatomik adalah ion yang terdiri dari satu atom, itu disebut ion monatomik. Contohnya adalah ion hidrogen, H^+. Sedangkan ion poliatomik, juga disebut ion molekuler, terdiri dari dua atom atau lebih.

B. Sistem Periodik Unsur

1. Perkembangan Sistem Periodik Unsur

a. Antoine Lavoisier (1789)

Pengelompokan unsur dikenal pertama kali dimulai pada tahun 1789 oleh Antoine Lavoisier yang mengelompokan 33 unsur kimia yang sudah ditemukan saat itu. Pengelompokan unsur yang dibuat oleh Antoine Lavoisier berdasarkan sifat kimianya ada yaitu logam, non-logam, gas, dan tanah (Marshall.J.L. Beta Eta 1971 dan Marshall, V.R, Beta Eta 2003).

Unsur gas yang di kelompokan oleh Lavoisier adalah nitrogen, kalor, oksigen. cahaya, dan juga hidrogen. Unsur-unsur yang tergolong non logam adalah sulfur, fosfor, karbon, asam klorida, asam flourida, dan asam borak. Unsur-unsur yang diklasifikasikan sebagai logam adalah tungsten, kobalt, antimon, arsenik, perak, bismut, tembaga, timah, besi, merkuri, molibdenum, nikel, emas, platinum, seng, dan

tobel. Golongan ini masih terlalu umum karena ternyata dalam kelompok unsur logam masih terdapat berbagai unsur yang memiliki sifat berbeda.

b. John Dalton (1808)

Pada tahun 1808, sekitar dua dekade setelah pengelompokan unsur yang dilakukan oleh Lavoisier, John Dalton mengemukakan suatu teori bahwa "unsur dari atom yang berbeda mempunyai sifat dan massa yang berbeda", dimana massa atom diperoleh dari perbandingan massa atom unsur terhadap massa atom unsur hidrogen. Berdasarkan teorinya, ia mengelompok-kan zat ke dalam unsur-unsur yang pada waktu itu terdiri dari 36 unsur berdasarkan kenaikan massa atomnya. Salah satu yang juga menjadi kelebihan Dalton adalah ia juga memperkenalkan simbol atom dalam pengelompokannya. Teori mengenai atom dan unsur yang telah dikemukakan oleh Dalton mendapat banyak perhatian bagi para ilmuwan pada saat itu. Dalam perkembangan selanjutnya, seorang ilmuwan bernama Jons Jacob Berzelius (1828) berhasil membuat daftar masa atom unsur-unsur yang akurat. Daftar maasa atom yang dibuat ini menjadi perhatian yang sangat menarik untuk dipelajari oleh para ilmuwan terutama dalam pengelompokan unsur.

c. Johann Wolfgang Döbereiner (1780- 1849)

Johann Wolfgang Döbereiner mempelajari hubungan sifat kimia dan masa atom. Döbereiner menentukan masa atom dengan menganalisis mineral sulfat yang dinamakan Celestine (stronsium) dari sebuah tambang.

Dia menemukan keterkaitan antara sifat dengan massa atom. Dalam penemuannya dikatakan bahwa

masa Celestine (stronsium) adalah rata-rata masa atom Kalsium dan Barium yang memiliki kemiripan sifat. Dari penemuan ini Döbereiner mengemukakan bahwa pengelompokan unsur disusun berdasarkan triad. Dalam triadenya, massa atom tengah adalah harga rata-rata massa atom pertama dan ketiga.

Selanjutnya, para ahli menilai bahwa tidak semua unsur dapat dikelompokkan berdasarkan Triad yang dibuat oleh Döbereiner terutama untuk unsur-unsur bermassa sangat rendah ataupun bermassa sangat tinggi. Namun demikian, penemuan Döbereiner ini mendorong ahli untuk mencari korelasi antara sifat kimia dari unsur-unsur dan masa atom mereka. Sehingga pengelompokan unsur mengalami perkembangan dari yang awal hanya berdasarkan kenaikan masa atom ditambahkan berdasarkan kemiripan sifat.

d. J. Newlands (1863-1865)

J. Newlands adalah orang pertama yang mengklasifikasikan unsur-unsur menurut kenaikan massa atom relatifnya. Newlands mengumumkan penemuanya yang disebut hukum oktaf. Ia menyatakan bahwa sifat-sifat unsur berubah secara teratur. Unsur pertama mirip dengan unsur kedelapan, unsur kedua mirip dengan unsur kesembilan dan seterusnya. Daftar elemen yang disusun oleh Newlands didasarkan pada hukum oktaf.

Disebut hukum oktaf karena dia memperhatikan bahwa sifat-sifat yang sama berulang setiap elemen kedelapan dalam urutan berikutnya, dan polanya tampak seperti oktaf musik. Kelemahan teori ini adalah dalam prakteknya masih terdapat oktaf yang mengandung lebih dari delapan jumlah unsur kimia.

e. Lothar Meyer

Lothar Meyer adalah seorang kimiawan Jerman. Pada tahun 1864 Lothar Meyer mengamati hubungan antara kenaikan massa atom dengan sifat unsur dengan cara membuat Kurva hubungan antara volume atom dengan massa atom. Dari kurva yang dibuat, ia mendapati bahwa kemiripan sifat terjadi secara teratur atau mengalami pengulangan. Namun, pengulangan sifat unsur tidak selalu seperti yang dinyatakan oleh Newlands. Berdasarkan penemuannya itu ia menggambarkan tabel periodik unsur yang disusun berdasarkan kenaikan massa atom secara vertikal. Uniknya tabel yang ia kemukakan mirip seperti yang dikemukakan oleh Mendeleev.

f. Dimitri Ivanovich Mendeleev

Pada tahun 1869, seorang sarjana Rusia bernama Dmitry Ivanovich Mendeleev, yang mengamati sebanyak 63 unsur yang diketahui pada saat itu, menyimpulkan bahwa sifat-sifat unsur merupakan fungsi periodik dari massa atomnya. Tabel Sistem Periodik yang sudah diperbaharui milik Mendeleev mencakup periode dan golongan. Berikut Tabel periodik Mendeleev dipublikasikan pada sekitar tahun 1869 pada tabel terdapat angka-angka di sebelah simbol. Angka tersebut adalah massa atom.

Adapun yang menjadi keunggulan dari Tabel Periodik Mendeleev adalah:

a) Sifat kimia dan fisika unsur dalam satu golongannya berubah secara beraturan.

b) Mendeleev dapat meramalkan sifat unsur yang saat itu belum ditemukan yang akan mengisi tempat kosong dalam daftar yang ia buat.

c) Meskipun unsur-unsur gas mulia ditemukan di masa setelahnya, tabel milik Mendeleev ini tidak mengalami perubahan

Selain keunggulan terdapat juga beberapa kelemahan yang ada pada Tabel Periodik Mendeleev, yaitu:

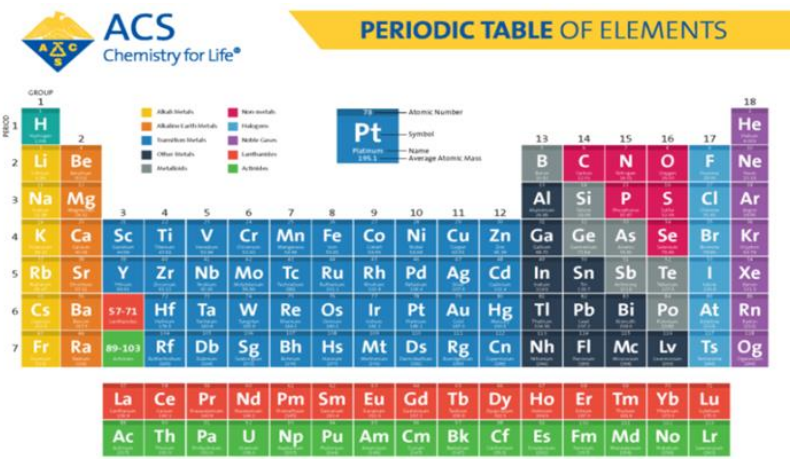
a) Adanya periode yang tidak sama panjang
b) Tidak konsisten dalam meletakkan beberapa unsur seperti: Iodin (I-127) ditempatkan setelah Telurium (Te-128).

Dalam hal ini Mendeleev lebih mengutamakan sifat unsur dari pada kenaikan massa atomnya. Selanjutnya Mendelev menempatkan Ti (Ar =8) pada golongan IV dan membiarkan golongan III kosong karena Ti lebih mirip dengan C dan Si dibandingkan dengan B dan Al. Mendeleev membuat prediksi dari sifat-sifat unsur yang tidak diketahui atau belum ditemukan di saat itu. Perkiraan ini didasarkan pada sifat-sifat elemen unsur lain yang diketahui, baik secara horizontal maupun vertikal. Ketika unsur kimia yang diprediksi ditemukan, ternyata sama dengan yang menjadi prediksi Mendeleyev.

g. Sistem Periodik Modern

Penggolongan unsur dalam tabel sistem periodik dilakukan menurut sifat yang mirip dan sejalan dengan massa atom. Hal tersebut adalah pemikiran yang terjadi selama lebih dari 100 tahun. Namun, pemikiran ini belum mampu menjelaskan beberapa unsur yang ditempatkan tidak berdasarkan kenaikan masa atom seperti unsur Te diletakkan sebelum I, Co sebelum Ni, Ar sebelum K. Hal ini memunculkan pertanyaan besar terhadap dasar pengelompokan unsur dalam tabel

sistem periodik. Pertanyaan ini akhirnya menghadirkan sebuah paradigma baru yang menjadi penentu dalam pengelompokan unsur dalam tabel periodik unsur berkat ditemukannya sinar X oleh Henry G. Moseley pada tahun 1913. Dari hasil penemuannya lantas ia mengemukakan bahwa, sifat-sifat kimia unsur merupakan fungsi periodik dari nomor atomnya. Artinya, apabila setiap unsur yang ada diurutkan berdasarkan kenaikan nomor atomnya, maka secara periodik akan berulang sifat-sifatnya. Dari sistem periodik Moseley ini kemudian dikembangkanlah sistem periodik modern. Berikut adalah tabel periodik Modern yang digunakan hingga saat ini:



Gambar 3. Tabel Periodik Modern (Sumber : https://www.acs.org/)

2. Sifat Keperiodikan Unsur

a. Jari – Jari Atom

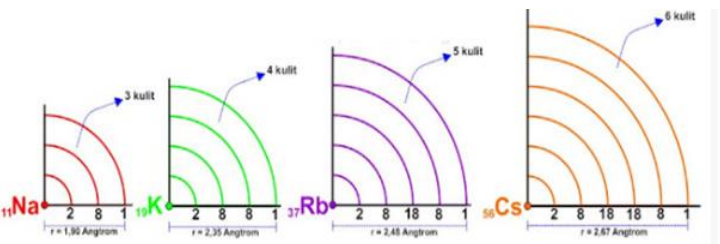
Ukuran atom sebagai jarak dari inti ke elektron di kulit lebih luar yang disebut sebagai jari – jari atom. Unit yang sudah lama digunakan untuk menunjukkan

dimensi atom adalah angstrom, Å. Meskipun demikian angstrom bukan unit SI. Unit SI yang sesuai adalah nanometer (nm) atau pikometer (pm). 1 Å = 1 x 10–10m = 1 x 10–8 cm = 0,1 nm = 100 pm (Budiwati, R., 2019).

Sifat kepriodikan jari – jari atom dalam sistem periodik

1. Dalam satu golongan

Perharikan gambar ilustrasi jari – jari atom unsur natrium, kalium, rubidium, dan cesium yang merupakan unsur – unsur pada golongan IA pada Gambar 4 berikut ini :



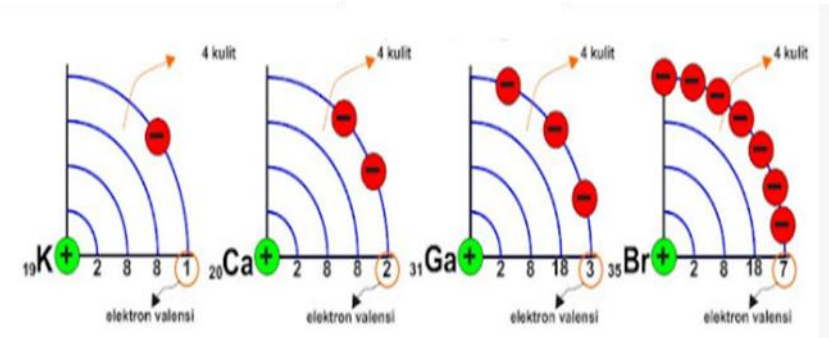
Gambar 4. Ilustrasi Jari – Jari Atom Na, K, Rb, Cs

Sumber : https://blogmipa-kimia.blogspot.com/2017/04/sifat-keperiodikan-unsur.html

Dari gambar ilustrasi di atas, dapat kita lihat bahwa unsur – unsur dalam satu golongan mempunyai jumlah elektron valensi sama dan kulit atom bertambah. Hal ini mengakibatkan kulit terluar makin jauh dari inti atom. Jadi, dapa disimpulkan jari – jari atom dalam satu golongan , makin ke bawah akan semakin besar.

2. Dalam satu periode

Perhatikan gambar ilustrasi jari – jari atom unsur kalium, kalsium, galium dan bromium yang merupakan unsur – unsur dalam periode 4 pada Gambar 5 berikut ini :



Gambar 5. Ilustrasi Jari – Jari Atom dalam Satu Periode

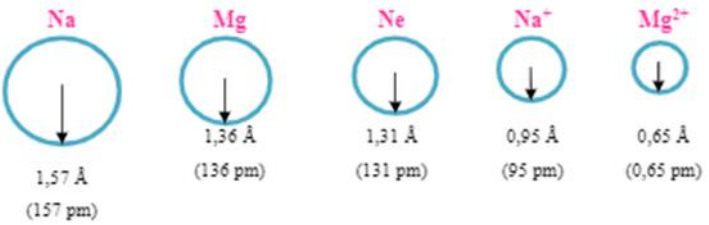
Dari Gambar 5, dapat kita lihat bahwa unsur – unsur seperiode mempunyai jumlah kulit yang sama. Akan tetapi unsur – unsur seperiode ini tidak memiliki jari – jari atom yang sama juga karena semakin ke kanan letak unsur, jumlah proton dan elektron semakin banyak sehingga tarik – menarik inti dengan elektron makin kuat). Untuk menentukan besarnya jari – jari atom dalam satu periode ini juga dapat kita ilustrasikan seperti ini, contohnya kita akan menentukan mana yang lebih besar, apakah besar jari – jari atom $_6$C atau jari – jari atom $_9$F.

Ditinjau dari Konfigurasi elektron keduanya: $_6$C = 2) 4); dan $_9$F = 2) 7. Berdasarkan jumlah kulit, kedua atom memiliki jumlah yang sama yaitu 2 kulit elektron tetapi elektron valensinya berbeda. Dari uraian ini, artinya yang kita perhatikan bukanlah jumlah kulitnya melainkan besarnya tarik menarik

dari inti ke kulit elektron terluarnya. Jika kita ilustrasikan dalam kehidupan kita pada kegiatan menarik benda kita ilustrasikan pada atom C ditarik oleh 6 orang sedangkan pada atom F ditarik oleh 9 orang, Ayo kira – kira benda akan tertarik lebih kuat di atom C atau di atom F ? Tentunya yang jumlahnya yang orang yang lebih besar akan tertarik juga lebih kuat yaitu pada atom F. Nah jika tarikannya lebih kuat otomatis benda itu akan bergeser lebih dekat. Artinya elektron terluar pada atom F Akan lebih dekat dengan inti sehingga jari – jari atomnya akan semakin kecil sedangkan pada atom C tarikan tidak terlalu kuat sehingga jarak antara inti dan elektron terluarnya tidak mengalami perubahan dan jari – jari atomya cenderung tetap. Sehingga antara atom C dan atom F dalam satu periode. Atom C mempunyai jari-jari atom lebih besar dari pada atom F. Jadi, dapat disimpulkan jari-jari atom untuk unsur yang seperiode, makin ke kanan akan semakin kecil.

b. Jari-Jari Ionik

Atom logam biasanya melepaskan elektron yang berasal dari kulit paling luar. Karena kehilanga satu kulit, maka atom logam (ion) menjadi lebih kecil. Hal ini terjadi karena adanya kelebihan muatan inti pada sejumlah elektron, inti menarik elektron lebih dekat. Sebagai akibatnya kation (ion positif) lebih kecil dari atomnya dan Anion (ion negatif) lebih besar dari pada atomnya. Untuk sederet ion elektronik semakin besar muatan inti, semakin kecil ionnya (Budiwati, R., 2019). Contoh :



Gambar 6. Contoh jari-jari ionik

Jari-jari menunjukkan bahwa Na dan Mg adalah jari-jari kovalen, Na+ dan Mg2+ merupakan jari-jari ionik dan Ne adalah jari-jari van der waals.

c. Energi Ionisasi

Energi ionisasi ini juga sering disebut juga energi pengionan. Energi ionisasi adalah energi minimum yang diperlukan untuk melepaskan satu elektron dari atom atau ion dalam bentuk gas sehingga tidak ada interaksi lagi diantara ion dan elektron. Pengukuran energi ionisasi ini dapat dilakukan dengan menggunakan sinar katoda yang dimodifikasi dimana atom yang diukur energi ionisasainya berada pada tekanan rendah dalam bentuk gas. Contoh harga ionisasi untuk atom Mg :

$Mg_{(g)} \rightarrow Mg^{+}_{(g)} + e^{-}$ $\quad I_1 = 738$ kj/mol

$Mg_{(g)} \rightarrow Mg^{2+}_{(g)} + 2e^{-}$ $\quad I_2 = 1451$ kj/mol

I_1 merupakan energi ionisasi pertama artinya energi yang diperlukan untuk dapat melepas satu elektron yang berasal dari atom netral dalam bentuk gas, sedangkan I_2 merupakan energi ionisasi kedua artinya energi yang diperlukan untuk dapat melepaskan satu elektron yang berasal dari ion dalam bentuk gas yang jumlah muatannya +1. Berdasarkan contoh di atas didapat bahwa energi ionisasi kedua lebih besar daripada energi ionisasi pertama.

Energi Ionisasi kedua memerlukan energi yang lebih besar karena elektron yang terionisasi berasal dar ion dengan muatan +2 ($Mg2^{+}$) dibandikan energi ionisasi pertama yang melepaskan ion terionisasi dari ion dengan muatan +1 (Mg^{+}). Perbandingan energi ionisasi dari unsur yang berbeda ditentukan oleh jarak leketron dengan inti, semakin jauh jarak elektron yang ingin dilepas dari inti maka akan semakin mudah untuk dilakukan. Hal ini dapat diartikan bahwa Energi ionisasi berkurang dengan bertambahnya ukuran atom. Berdasarkan hasil pengukuran ini didapat bahwa unusr – unsur dari atas ke bawah dalam tabel periodik akan lebih bersifat sebagai logam (lebih mudah kehilangan elektron). Sejalan dengan hal tersebut, dalam unsur seperiode dari kiri ke kanan akan lebih bersifat non logam.

Muatan inti efektif yang besar membuat energi ionisasi gas mulia yang tinggi, terlihat bahwa Helium memiliki energi ionsasi pertama tertinggi dari semua unsur. Unsur golongan 1A (logam alkali) memeiliki energi ionisasi pertama terendah karena masing - masing logam ini memiliki satu elektron valensi dimana secara efektif akan dilindungi oleh kulit bagian dalamnya yang terisi penuh sehingga logam ini akan mudah untuk melepaskan elektron membentuk ion unipositif (Li^{+}, Na^{+},….). Konfigurasi elektron dari kation – kation ini secara signifikan soelektronik dengan gas – gas mulia. Dari gambar 8 terlihat bahwa energi ionisasi logam lebih rendah dibandingkan non logam karena logam selalu membentuk kation sedangkan non logam membentuk anion dalam senyawa ionik. Secara garis besar dapat disimpulkan untuk unsur yang segolongan dari atas ke bawah energi ionisasi cenederung semakin kecil

sebaliknya untuk unsur seperiode dari kiri ke kanan energi ionisasi semakin besar.

d. Afinitas Elektron

Afinitas elektron berhubungan dengan perubahan energi yang terjadi jika suatu atom atau ion mendapatkan elektron untuk membentuk ion negatif dalam keadaan gas. Contoh :

$$F_{(g)} + e^- \rightarrow F^-_{(g)} \qquad AE = -328 \text{ kj/mol}$$

Berdasarkan konvensi termokimia untuk tanda negatif pada jumlah energi afinitas elektron pada reaksi di atas menunjukkan bahwa adanya energi yang dilepas (eksotermis). Secara diagram orbital dapat digambarkan :

Perhatikan beberapa nilai afinitas elektron untuk beberapa unsur pada Gambar berikut:

Li -60	Be 0	B -26	C -154	N -7	O -141	F -328	Ne 0
Na -53							
K -48							
Rb -47							
Cs -46							

Gambar 7. Tabel afinitas elektron unsur-unsur periode dua dan unsur-unsur golongan satu

Berdasarkan data pada Gambar 7 terlihat bahwa pada sistem periodik unsur, unsur yang seperiode afinitas elektronnya dari kiri ke kanan akan menjadi lebih besar sedangkan untuk unsur yang segolongan dari atas ke bawah afinitas elektronnya akan menjadi lebih kecil.

Berilium mempunyai nilai afinitas elektron yang lemah hal ini didasarkan pada asumsi bahwa elektron – elektron dalam orbital 2s melindungi setiap elektron yang ditambahkan ke orbital 2p. Hal ini menyebabkan gaya tarik yang terjadi di elektron 2p terhadap inti mendekati nol (Akram, La Kilo., 2018). Hal utama yang harus kita ingat dalam menentukan afinitas elektron adalah semakin mudah suatu atom menangkap elektron maka afinitas elektronnya semakin besar.

e. Keelektronegatifan

Keelektronegatifan merupakan kemampuan suatu atom dalam molekul untuk menarik elektron ke atom itu sendiri. Konsep keelektronegatifan digunakan untuk menjelaskan kereaktifan suatu unsur dalam sisitem periodik unsur. Perkembangan konsep menegai keelektronegatifan menurut Pauli berasal dari sebuah studi mengenai energi ikatan. Keelektronegatifan akan mengalami peningkatan pada unsur yang seperiode dari kiri ke kanan serta akan mengalami penurunan nilai keelektronegatifannya pada unsur yang segolongan dari atas ke bawah (Takeuchi, Y., 2006).

Daftar Pustaka

Achmad, H. (2001). *Struktur Atom, Struktur Molekul & Sistem Periodik*. Bandung: PT. Citra Aditya Bakti.

Akram, La Kilo. (2018). Kimia Anorganik Struktur dan Kereaktifan. Universitas Negeri Gorontalo Press. Gorontalo.

Budiwati, R. (2019). *Kimia Dasar* . Bandung : Itenas

Chang, R & Jason O. (2011). *General Chemistry the Essential Concepts*. Sixth Edition. New York : The McGraw-Hill Companies.

https://onlinelearning.uhamka.ac.id/

https://blogmipa-kimia.blogspot.com/2017/04/sifat-keperiodikan-unsur.html

https://www.acs.org/

Jespersen, N. D., Brady, J. E. and Hyslop, A. (2012). *Chemistry the Molecular Nature of Matter,* 6th edition. New York: John Wiley and Sons, Inc

Marshall. J.L. Beta Eta 1971 dn Marshall, V.R, Beta Eta. (2003). *Rediscovery of the elements Johann Wolfgang Döbereiner*. Diakses melalui http://www.kentchemistry.com/links/PT/Doebereiner.pdf diakses tanggal 21 -09 – 2021

Silberberg. (*2009*). *Principal of General Chemistry Second Edition*. Mc. Graw. Hill: International Edition.

Syukri, S. (1999). *Kimia Dasar 1*. Bandung: ITB.

Takeuchi, Y. (2006). *Pengantar Kimia*.Tokyo: Iwanami Shoten.

BAB VII
CAMPURAN, KONSENTRASI DAN PENGENCERAN

Dewi Handayani

A. Campuran

Kita selalu berinteraksi dengan larutan setiap harinya. Minuman bersoda, minuman elektrolit dan udara yang kita hirup setiap hari termasuk dalam larutan. Larutan termasuk dalam campuran yang merupakan gabungan dari dua zat atau lebih yang masih tampak sifat aslinya. Tiga macam campuran diantaranya adalah larutan, suspensi dan koloid.

a. Larutan

Larutan merupakan camputan zat dan pelarut yang komposisinya merata (homogen). (Rusman, dkk., 2018). Larutan merupakan campuran homogen dimana tidak ada batas jelas antara zat terlarut dan pelarut. Ukuran molekul partikel zat terlarut begitu kecil sehingga tidak dapat dilihat bahkan dengan mikroskop elektron. Partikel – partikel zat terlarut dalam larutan tersebar merata sehingga walaupun didiamkan dalam waktu yang lama tidak akan mengalami endapan. Larutan bersifat stabil dan jika disaring menggunakan penyaring ultra maka tidak akan meninggalkan residu. Contohnya adalah larutan garam, larutan gula dan larutan cuka (Rohmatun, 2019).

b. Suspensi

Suspensi merupakan campuran heterogen dimana terdapat batas yang jelas antar komponen satu dengan lainnya. Suspensi merupakan sistem dua fasa, ukuran partikelnya lebih besar dari

100 nm sehingga terpisah jika disaring dan meninggalkan residu dan filtrat. Contohnya pasir dicampur dengan air atau tepung kanji yang dicampur dengan air.

c. Koloid

Koloid merupakan campuran yang keadaannya terletak antara larutan dan suspensI. Bila dilihat dengan kasat mata, koloid tampak seperti campuran yang homogen, namun secara mikroskopis bersifat heterogen. Ketika didiamkan, campuran koloid tapak terpisah antara residu dan filtratnya, namun ketika disaring tidak ada residu yang diperoleh. Ukuran partikel koloid antara 1-100 nm. Contoh koloid yaitu santan dan susu. (Rohmatun, 2019)

Tabel 1. Perbedaan Larutan, Koloid dan Suspensi

Sifat	Bentuk campuran	Ukuran partikel	Fasa	Kestabilan	Penyaringan
Larutan	Homogen	Dibawah 1nm	Satu fasa	Stabil	Tidak dapat disaring meskipun dengan penyaring ultra
Koloid	Secara makroskopis homogen, secara mikroskopis ultra heterogen	1-100 nm	Dua fasa	Umunya stabil	Tidak dapat disaring kecuali dengan penyaring ultra
Suspensi	Heterogen	Di atas 100 nm	Dua fasa	Tidak stabil	Dapat disaring dengan kertas saring biasa

(Mawarnis, 2021)

Larutan berupa campuran homogen yang membentuk satu fasa atau mempunyai komposisi yang sama di bagaian mana pun. Kebanyakan larutan mempunyai salah satu komponen yang besar

jumlahnya. Komponen yang jumlahnya lebih banyak disebut pelarut (*solvent*) dan yang jumlahnya lebih sedikit disebut zat terlarut (*solute*). Untuk menyatakan komposisi larutan secara kuantitatif, digunakan konsentrasi. Konsentrasi merupakan perbandingan jumlah zat terlarut dengan pelarut**.** Perbandingan itu dapat dinyatakan dengan dua cara yaitu:

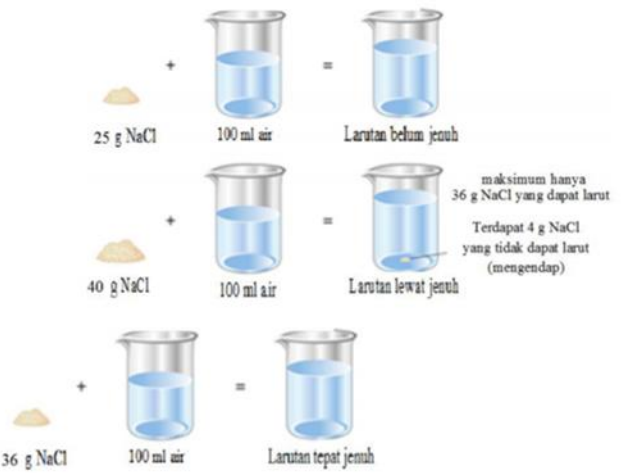
a) jumlah zat terlarut terhadap jumlah pelarut, dan
b) jumlah zat terlarut terhadap jumlah larutan.

Berdasarkan jumlah zat terlarut yang terdapat dalam pelarut, dikenal 3 macam larutan yaitu larutan belum jenuh, tepat jenuh, dan lewat jenuh.

a. Jika larutan belum jenuh merupakan larutan yang dimana fase terdispersinya kurang dari nilai yang dibutuhkan atau suatu reaksi yang berlangsung tidak tepat habis bereaksi sehingga larutannya masih bersifat encer. Contoh : satu sendok gula dilarutkan kedalam segelas air. Artinya gula dapat larut dalam air bukannya air yang larut dalam gula.
b. Jika larutannya tepat jenuh merupakan larutan dimana fase terdispersinya sesuai/ tepat dari nilai yang telah dibutuhkan atau rekasinya dapat berlangsung tepat habis bereaksi. Pada larutan tepat jenuh terdapat adanya endapan, tetapi jika berupa zat cair dan zat padat, suhunya dinaikkan maka ada energy didalamnya yang merupakan proses endoterm sedangkan berupa gas dengan suhunya dinaikan maka energi kinetik justru yang akan menguap. Contoh : segelas teh dengan banyak gula. Artinya gula dapat larut dalam segelas teh.
c. Jika larutannya lewat jenuh merupakan dimana fase terdispersinya lebih dari nilai yang diperlukan atau dengan kata lain reaksinya berlangsung tidak tepat habis bereaksi. Dapat dikatakan larutan lewat jenuh karena kapasitas terlarut

sudah terpenuhi sehingga menjadi jenuh. Contoh : sodium asetat (CH_3COONa) dengan mudah dapat membentuk larutan lewat jenuh dalam air. Artinya bahwa kapasitas dalam larutan tersebut sudah lewat batas maksimum.

Untuk memahami ke 3 larutan tersebut dapat dilihat dari Gambar 1.



Gambar 1. Perbedaan larutan belum jenuh, tepat jenuh, dan lewat jenuh (Ebbing, dkk., 2008)

Berdasarkan daya hantar listriknya, larutan dibagi menjadi dua yaitu :

1. Larutan elektrolit

   Larutan elektrolit adalah larutan yang mampu menghantarkan arus listrik. Ditandai dengan lampu yang menyala atau adanya gelembung-gelembung gas pada larutan uji. Contoh : pada larutan gula, larutan air laut dan larutan HCl.

2. Larutan non elektrolit

   Larutan non elektrolit merupakan larutan yang tidak dapat menghantarkan arus listrik. Ditandai dengan tidak menyalanya lampu dan tidak ada gelembung gas pada larutan uji. Pada larutan non elektrolit, zat terlarut tidak dapat terurai

menjadi ion-ionnya. Contoh : pada larutan urea dan larutan alkohol.

B. Konsentrasi

Pada suatu reaksi kimia tentu saja berkaitan dengan larutan. Larutan standard disebut juga larutan yang konsentrasinya dapat diketahui secara tepat (Fernando & Ryan, 1997). Dalam membuat suatu larutan, tidak dapat menggunakan zat yang diinginkan secara langsung akan tetapi biasnya dilarutkan terlebih dahulu menggunakan pelarut. Oleh sebab itu, diperlukan besaran khusus yang dinamakan **Konsentrasi**. Kita dapat menggunakan berbagai macam satuan konsentrasi larutan untuk menjelaskan secara kuantitatif jumlah relatif dari zat terlarut dan pelarut. Konsentrasi dapat dinyatakan dengan berbagai macam satuan, seperti molaritas (mol zat terlarut per liter larutan), molalitas (mol zat terlarut per kilogram pelarut), fraksi mol (*X*), persen berat (%w/w), bagian per juta (*part per million*) atau bagian per miliar (*part per billion*).

a. Kemolaran/Molaritas (*M*)

Kemolaran merupakan banyaknya satu mol zat terlarut dalam tiap liter (1000 mL) larutan. Misalnya, larutan 1 molar memiliki arti bahwa dalam satu liter (1000 mL) pelarut, terlarut 1 mol zat. Nilai kemolaran (M) bisa ditentukan dengan menghitung jumlah mol zat terlarut dan volume larutan. Volume larutan adalah gabungan volume zat terlarut dan pelarut setelah bercampur. Rumus kemolaran yaitu:

$$M = \frac{n}{V(L)} \qquad \text{atau} \qquad M = \frac{m_t}{Mr} \times \frac{1000}{V_{(mL)}}$$

Keterangan:

n = mol zat terlarut (mol)
V = volume (L atau mL)
m_t = massa zat terlarut (gram)
Mr = massa molekul relatif (g/mol)

b. Kemolalan/Molalitas (*m*)

Kemolalan adalah jumlah mol zat terlarut dalam tiap 1 kg (1000 gram) pelarut murni. Misalnya, larutan 1 molal diartikan bahwa dalam 1 kg (1000 gram) pelarut, terlarut 1 mol zat. Untuk menentukan molalitas suatu larutan dapat dihitung dengan rumus sebagai berikut:

$$m = \frac{n}{m_p(kg)} \quad \text{atau} \quad m = \frac{m_t}{Mr} \times \frac{1000}{m_p(g)}$$

Keterangan:

n = mol zat terlarut (mol)
m_p = massa pelarut (kg atau gram)
m_t = massa zat terlarut (gram)
Mr = massa molekul relatif (g/mol)

c. Fraksi Mol (*x*)

Fraksi mol merupakan cara lain dalam menggambarkan komposisi larutan yaitu rasio jumlah mol komponen tertentu (zat terlarut atau pelarut) dengan jumlah mol total dalam suatu larutan. Fraksi mol dilambangkan dengan huruf Yunani x kecil (Zumdhal, 2014). nt dan np merupakan jumlah mol kedua komponen. Dibawah ini merupakan rumus dalam menentukan fraksi mol:

$$x_t = \frac{n_t}{n_t + n_p} \quad \text{dan} \quad x_p = \frac{n_p}{n_t + n_p}$$

Keterangan:

xt = fraksi mol terlarut
xt = fraksi mol pelarut
nt = mol terlarut (mol)
np = mol pelarut (mol)

Apabila fraksi mol dari masing-masing zat yang ada dalam larutan dijumlahkan, secara keseluruhan nilainya adalah 1(satu) atau:

$$x_t + x_p = 1$$

Contoh:

1. Sebanyak 9 gram urea ($CO(NH_2)_2$) dilarutkan dalam 90 gram air. Tentukan kemolalan dan fraksi mol urea! (Ar C= 12; O= 16; N= 14; H= 1 g/mol)

   Jawab:

   a. Kemolalan urea

   $$m = \frac{m_t}{Mr} \times \frac{1000}{m_p(g)} = \frac{9}{60} \times \frac{1000}{90} = 1{,}67\ m$$

   b. Fraksi mol urea

   $$x_t = \frac{\frac{9}{60}}{\frac{9}{60} + \frac{90}{18}} = \frac{0{,}15\ mol}{0{,}15\ mol + 5\ mol} = \frac{0{,}15\ mol}{5{,}15\ mol}$$
   $$= 0{,}029\ m$$

2. Larutan KOH mempunyai konsentrasi 0,55 molal. Tentukan fraksi mol KOH dan air!

   Jawab:

   Setiap 1 kg (1000 gram) air terdapat 0,5 mol KOH.

   $$x_{KOH} = \frac{0{,}55\ mol}{0{,}55\ mol + \frac{1000}{18}} = 0{,}0098$$

d. Persen Berat (%w/w)

Pada persentase berat atau sering disebut persentase berat/berat, berat zat terlarut dibagi dengan berat larutan dan

dikaliakan dengan 100 untuk mendapatkan persentasenya. Satuan berat disajikan dengan rumus :

w/w%= gram zat terlarut/ gram larutan x 100.

Contohnya, apabila ingin melarutkan 5 gram gula dalam 50 gram air, maka persen beratnya adalah :

w/w%= 5gram zat terlarut/ 50gram larutan x100= 10%.

Sehingga, larutan tersebut adalah larutan 10 persen (w/w).

e. Bagian per juta : Satuan untuk polusi

Persentase, molaritas dan molalitas biasa digunakan oleh para kimiawan di laboratorium atau untuk larutan yang dijumpai di alam. Untuk meneliti konsentrasi polutan tertentu di lingkungan dengan satuan yang disebutkan tadi akan sangat sulit karena konsentrasinya sangat kecil, sehingga digunakan konsentrasi lain yang disebut bagian per juta (*part per million*).

Persentase adalah bagian per seratus atau gram zat terlarut per 100 gram larutan. Bagian per juta (*part per million/ppm*) adalah zat terlarut per satu juta gram larutan dan dinyatakan sebagai miligam zat terlarut per kilogram larutan. Dengan adanya satuan ini, kimiawan dapat dengan mudah melakukan penimbangan dalam satuan miligram atau sampai sepersepuluh miligram (Moore, J.T., 2009).

C. Pengenceran

Larutan pekat lebih sering disimpan sebagai "stok". Kita sering mengencerkan larutan pekat sebelum bekerja. Pengenceran adalah prosedur yang dilakukan dalam menyiapkan larutan yang kurang pekat dari larutan awal yang lebih pekat (Ratulani, 2017). Pembuatan larutan dengan cara pengenceran:

a. Larutan pekat yang tesedia adalah larutan HCl 1,00 M
b. Kita ingin membuat 1 liter larutan HCl 0,200 M
c. HCl 1 M mengandung 1 mol zat terlarut dalam 1 Liter atau 1000 mL larutan HCl

d. Maka HCl 0,2 M mengandung 0,2 mol zat terlarut dalam 200 mL larutan HCl. (yaitu 0,2M dikalikan 1000 mL = 200 mL)

e. Dengan demikian kita harus mengambil 200 mL larutan HCl 1 M dan mengencerkan sampai 1000 mL dengan menambahkan air.

Pada proses pengenceran, pelarut yang ditambahkan semakin banyak dalam larutan "stok" menyebabkan terjadinya perubahan konsentrasi larutan atau konsetrasi larutan akan berkurang akan tetapi tidak akan mengubah mengubah jumlah mol zat terlarut dalam larutan. Mol zat terlarut sebelum pengenceran = mol zat terlarut setelah pengenceran Karena semua berasal dari larutan stok awal, sehingga dapat disimpulkan bahwa:

Mawal Vawal = Makhir Vakhir

Dimana:

Mawal dan Makhir adalah konsentrasi

Vawal dan Vakhir adalah volume, satuannya harus sama

Mawal > Makhir dan Vakhir > Vawal

Contoh:

Buatlah 1,5 Liter $KMnO_4$ 0,9 M dari larutan $KMnO_4$ pekat (18M)

Jawaban:

Mawal Vawal = Makhir Vakhir

18 M x Vawal = 0,9 M x 1,5 L

Vawal = 0,075 L

Apabila ada asam pekat yang akan dilakukan pengenceran, maka yang perlu ditambahkan adalah asam ke dalam air bukan air yang ditambahkan ke dalam asam pekat, karena akan menimbulkan panas yang tinggi sehingga larutan akan terpercik ke arah kimiawan.

Daftar Pustaka

Ebbing, Darrel D & Steven D. Gammon. (2008). *General Chemistry*. USA : Houghton Mifflin Company.

Fernando, Q & Ryan, M.D. (1997). *Kimia Analitik Kuantitatif*. Yogyakarta : Penerbit Andi.

Mawarnis, E. R. (2021). *Kimia Dasar II*. Sleman : Deepublish.

Moore, J.T. (2009). *Kimia For Dummies*. Bandung: Pakar Raya

Ratulani, Juwita (2017) *Kimia Dasar : Teori dan Latihan*. In: Kimia Dasar. DeePublish, Yogyakarta, pp. 1-178. (In Press)

Rohmatun, Y. (2019). *Ensiklopedian Sistem Koloid dan Hidrokarbon*. Semarang : Alprin.

Rusman, Rahmyani, R. F. I., & Mukhlis. (2018). *Buku Ajar Kimia Larutan*. Banda Aceh : Syiah Kuala University Press.

Zumdahl, S. S., Zumdahl, S. L. (2014). *Chemistry (nine edition)*. United States of America: Cengage Learning.

KONSEP DASAR IPA

Konsep dasar IPA merupakan salah satu matakuliah yang terdapat pada Pendidikan Dasar. Bookchapter Konsep Dasar IPA terdiri beberapa rangkaian ilmu pegetahuan alam yang meliputi aspek kimia, biologi, dan fisika yang bertujuan untuk mengintegrasikan keilmuan sain sehingga mahasiswa mampu memahami keterkaitan bidang keilmuan IPA. Bookchapter ini memuat materi-materi dari bidang fiiska, kimia dan biologi yang diaplikasikan dalam kehidupan sehari-hari dengan memanfaatkan sumber kekayaan alam sekitar sebagai alat dan bahan alami serta sumber belajar yang dapat digunakan dalam kegiatan praktikum. Selain itu, Bookchapter ini memberikan gambaran kepada kita untuk dapat melestarikan lingkungan dan bersyukur atas ciptahan Tuhan yang maha Esa. Pengelolaan lingkungan membutuhkan penguasaan konsep IPA yang baik dan kesadaran mendalam dari mahasiswa dalam masyarakat sehingga adanya selesarasan antara Ilmu Pengetahuan Alam, lingkungan dan masyarakat. Bookchapter ini dapat sebagai pegangan bagi Dosen dan mahasiswa PGSD/PGMI dan pendidikan IPA sebagai sumber belajar untuk menambah wawasan keilmuan khususnya IPA dan diharapkan dapat sebagai pemberi informasi yang jelas disetiap materi dan pengembangan dalam memahami materi yang ada di pelajaran kimia, biologi, dan fisika.

Jl.Nyi Wiji Adisoro Rt. 03/01 Pelemsari
Prenggan Kotagede,Yogyakarta. 55172
Email Marketing Cs.: nutamedijogja@gmail.com
IKAPI No. 135/DIY/2021

connecting lecturers

ISBN: 978-623-5967-61-5