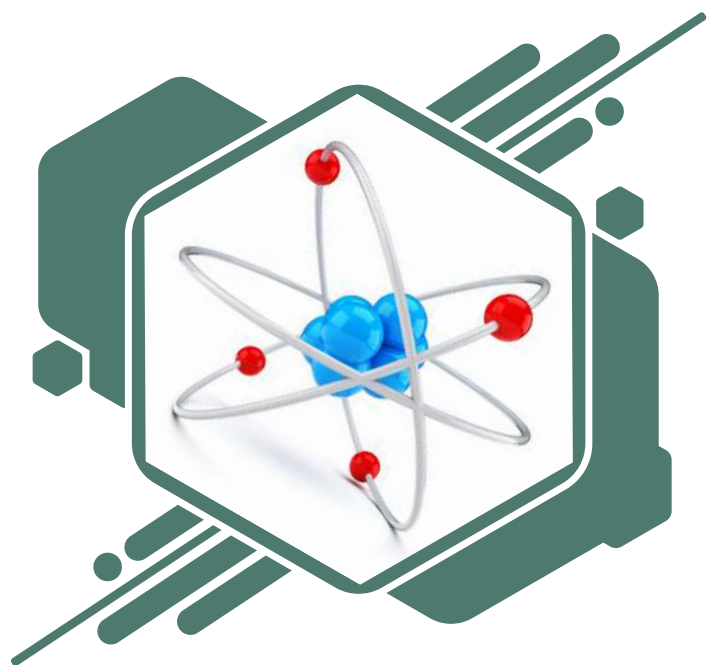


ELEKTRON DALAM ATOM



Penulis :

**Waode Rustiah, Fetronela Rambu Bobu, Ulfah Zakiyah Hamdani,
Johnson Nune Naat, Bambang Suhartawan, Wiwit Sepvianti**

ELEKTRON DALAM ATOM

**Waode Rustiah
Fetronela Rambu Bobu
Ulfah Zakiyah Hamdani
Johnson Nune Naat
Bambang Suhartawan
Wiwit Sepvianti**



GET PRESS INDONESIA

ELEKTRON DALAM ATOM

Penulis :

Waode Rustiah
Fetronela Rambu Bobu
Ulfah Zakiyah Hamdani
Johnson Nune Naat
Bambang Suhartawan
Wiwit Sepvianti

ISBN : 978-623-125-486-3

Editor : Diana Purnama Sari., S.E., M.E

Penyunting : Ari Yanto., M.Pd

Desain Sampul dan Tata Letak : Atyka Trianisa, S.Pd

Penerbit : GET PRESS INDONESIA

Anggota IKAPI No. 033/SBA/2022

Redaksi :

Jln. Palarik Air Pacah No 26 Kel. Air Pacah
Kec. Koto Tangah Kota Padang Sumatera Barat

Website : www.getpress.co.id

Email : adm.getpress@gmail.com

Cetakan pertama, November 2024

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 Elektron Dalam Atom ini.

Buku ini membahas Elektron Dalam Atom, Tujuan Dan Kegunaan, Listrik Dan Magnet, Teori Atom Bohr, Konfigurasi Elektron, Konfigurasi Elektron Dari Unsur-Unsur, Aplikasi Penerapan Dalam Sehari-Hari.

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.

Padang, Oktober 2024

Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR	i
DAFTAR ISI	ii
DAFTAR TABEL	v
DAFTAR GAMBAR	vi
BAB 1 ELEKTRON DALAM ATOM	1
1.1 Pendahuluan.....	1
1.2 Partikel Dasar Penyusun Atom.....	2
1.2.1 Elektron.....	2
1.2.2 Proton	3
1.2.3 Netron	4
1.3 Radiasi Elektromagnetik dan Spektrum Atom	4
1.3.1 Energi Radiasi.....	4
1.4 Spektrum Atom Hidrogen.....	5
1.5 Model Atom	8
1.5.1 Model Atom Thomson	8
1.5.2 Model Atom Rutherford	8
1.5.3 Model Atom Bohr	10
1.6 Teori Kuantum	12
1.7 Model Atom Mekanika Gelombang	13
1.7.1 Prinsip Ketidakpastian Heisenberg	13
DAFTAR PUSTAKA.....	15
BAB 2 TUJUAN DAN KEGUNAAN	17
2.1 Pendahuluan.....	17
2.2 Tujuan dan Kegunaan	17
2.2.1 Struktur Atom	17
2.2.2 Ikatan Kimia	19
2.2.3 Sifat Fisik atom.....	22
2.2.4 Sifat Kimia atom	22
2.2.5 Sifat Magnetik.....	23
2.2.6 Interaksi dengan Energi	24
DAFTAR PUSTAKA.....	27
BAB 3 LISTRIK DAN MAGNET	29
3.1 Pendahuluan.....	29
3.2 Muatan Elektrostatik	29
3.2.1 Muatan listrik.....	30

3.2.2 Aditivitas Muatan.....	30
3.2.3 Kekekalan Muatan.....	31
3.2.4 Kuantisasi Muatan.....	32
3.3 Potensial Listrik.....	32
3.4 Arus Listrik.....	33
3.5 Muatan Berpindah.....	34
3.6 Medan Magnet.....	35
3.6.1 Kekuatan Magnet.....	36
3.6.2 Magnet dalam Kehidupan Sehari-hari.....	38
DAFTAR PUSTAKA	41
BAB 4 KONFIGURASI ELEKTRON.....	45
4.1 Pendahuluan	45
4.2 Pengertian Konfigurasi Elektron.....	45
4.3 Cara Menentukan Konfigurasi Elektron.....	46
4.4 Aturan Dalam Konfigurasi Elektron	47
4.4.1 Prinsip Aufbau	47
4.4.2 Larangan Pauli.....	49
4.4.3 Kaidah Hund	50
4.4.4 Aturan Penuh/Setengah Penuh.....	51
4.5 Jenis Konfigurasi Elektron.....	52
4.5.1 Konfigurasi Kulit.....	52
4.5.2 Konfigurasi Tingkat Energi	53
4.5.3 Konfigurasi Kestabilan.....	53
4.5.4 Konfigurasi Singkat (Gas Mulia).....	54
DAFTAR PUSTAKA	56
BAB 5 TEORI ATOM BOHR.....	57
5.1 Pendahuluan	57
5.2 Gagasan kunci model atom Bohr.....	58
5.3 Model Atom Bohr	60
5.4 Spektrum Atom Hidrogen	62
5.5 Spektrum Emisi dan Absorpsi	64
5.6 Soal-soal latihan	67
DAFTAR PUSTAKA	72
BAB 6 KONFIGURASI ELEKTRON DARI	
UNSUR-UNSUR.....	73
6.1 Pendahuluan	73
6.2 Konfigurasi elektron atom unsur.....	77

DAFTAR PUSTAKA.....	87
BAB 7 APLIKASI PENERAPAN DALAM KEHIDUPAN	
SEHARI-HARI	89
7.1 Aplikasi elektron pada Alat Elektronik Rumah Tangga...	89
7.1.1 Televisi.....	89
7.1.2 Lampu LED.....	90
7.1.3 Gawai.....	92
7.2 Aplikasi elektron pada bidang Sains-Instrumentasi	92
7.2.1 Mikroskop Elektron	92
7.2.2 Resonansi Magetik Nuklir/ <i>Nuclear Magnetic</i>	
<i>Resonance</i> (NMR).....	99
DAFTAR PUSTAKA.....	101
BIODATA PENULIS	

DAFTAR TABEL

Tabel 5.1. Spektrum atom hydrogen.....	64
Tabel 6.1. Letak orbital, jumlah elektron dan gonongan unsur dalam Tabel Periodik	76

DAFTAR GAMBAR

Gambar 1.1. Sebuah berkas REM.....	6
Gambar 1.2. Spektrum gelombang elektromagnetik.....	7
Gambar 1.3. Model Atom Rutherford	9
Gambar 2.1. Gaya tarik parsial antara dua spin yang berlawanan.....	23
Gambar 2.2. Gambaran Medan magnet di Sekitar Elektron	24
Gambar 2.3. Skema Proses Terjadinya Efek Fotoelektrik.....	25
Gambar 3.1. Arah gaya magnet.....	35
Gambar 3.2. Perbedaan arah spin elektron pada ragam jenis material	37
Gambar 3.3. Gear pada motor	39
Gambar 3.4. Ilustrasi lintasan dan kereta berdasarkan skema magnet	40
Gambar 4.1. Cara Menentukan Konfigurasi Elektron.....	46
Gambar 4.2. Diagram Tingkat Energi Menurut Asas Aufbau	48
Gambar 4.3. Urutan Tingkat Energi Subkulit.....	48
Gambar 4.4. Kaidah Hund	51
Gambar 4.5. Aturan Aufbau	53
Gambar 5.1. Model Atom Bohr.	61
Gambar 5.2. Macam-macam deret transisi elektron dalam atom hidrogen	63
Gambar 5.3. Analogi sebuah elektron dapat menyerap foton dan melompat ke “tingkat” yang lebih tinggi (keadaan stasioner) atau memancarkan foton dan melompat ke tingkat yang lebih rendah	66
Gambar 5.4. Contoh spektrum emisi dan adsorpsi	67
Gambar 6.1. Pengisian elektron aturan Aufbau.....	74
Gambar 6.2. Letak blok s, p, d dan f dalam Tabel Periodik Unsur.....	76
Gambar 6.3. Tabel Priodik Unsur	77
Gambar 7.1. Skema kerja elektron pada televisise	90

Gambar 7.2. (a)Stuktur Lampu (b) Skema kerja elektron pada lampu LED..... 91

Gambar 7.3. Mikroskop elektron transmisi 94

Gambar 7.4. Mekanisme kerja SEM 96

Gambar 7.4. Mekanisme kerja NMR..... 100

BAB 1

ELEKTRON DALAM ATOM

Oleh Waode Rustiah

1.1 Pendahuluan

Pada abad ke 5 SM, filsuf Yunani Democritus mengatakan bahwa semua materi tersusun atas partikel-partikel yang sangat kecil dan tidak dapat dibagi-bagi yang disebut atom. Meskipun gagasan Democritus pada saat itu tidak diterima oleh filsuf lain seperti Plato dan Aristoteles, gagasannya bertahan selama beberapa abad. Pada tahun 1808, ilmuwan Inggris John Dalton mengajukan definisi pasti tentang partikel tak terpisahkan yang dikenal sebagai atom.

Teori atom Dalton diakui oleh beberapa ahli kimia sebagai awal dari pendekatan ilmiah terhadap teori atom. Hipotesis material yang dijadikan landasan teori Dalton adalah sebagai berikut:

1. Setiap unsur kimia terdiri dari partikel-partikel kecil yang tidak dapat dimusnahkan atau dipisahkan, yang disebut atom. Semua atom suatu unsur mempunyai ukuran, massa, dan sifat kimia yang sama. Atom suatu unsur berbeda dengan atom unsur lainnya.
2. Senyawa adalah molekul yang mengandung dua unsur atau lebih. Dalam suatu senyawa, perbandingan jumlah atom dua unsur merupakan bilangan yang sederhana dan tepat.
3. Reaksi kimia melibatkan pemisahan, penggabungan, atau perubahan atom. Zat tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan melalui reaksi kimia.

Teori atom Dalton lebih rinci dibandingkan teori Democritus. Asumsi pertama adalah atom suatu unsur berbeda dengan atom unsur lainnya. Dalton tidak menjelaskan struktur dan komposisi atom, dia tidak mengetahui apa itu atom, tetapi dia mengetahui bahwa perbedaan sifat unsur seperti hidrogen dan oksigen dapat

dijelaskan dengan gagasan bahwa atom hidrogen tidak sama dengan atom oksigen.

Hipotesis kedua Dalton menyatakan bahwa beberapa senyawa mengandung jumlah atom yang tepat dari unsur yang benar. Ide ini merupakan pengembangan dari hukum proporsionalitas yang ditemukan oleh Joseph Proust pada tahun 1799, yaitu *hukum kelipatan berganda*. Hipotesis kedua ini mendukung hukum kelipatan berganda, sedangkan hipotesis ketiga yang mendukung *hukum kekekalan massa* diperkenalkan oleh Antoine Lavoisier pada tahun 1774.

1.2 Partikel Dasar Penyusun Atom

1.2.1 Elektron

Faraday (1834) menemukan bahwa materi dan listrik adalah *ekivalen*. Penemuan elektron diawali dengan pembuatann sinar katoda oleh J.J Thomson pada tahun 1897. Melalui percobaan tersebut, ia berhasil mendeteksi partikel negatif yang kemudian disebut elektron. Thomson juga berhasil menemukan rasio muatan terhadap massa elektron melalui eksperimen sinar katoda. Penemuan ini berperan penting dalam perkembangan fisika modern. Crookers pada tahun 1855 dan studi lebih lanjut oleh W. Crookers (1875) dan J.J Thomson. Dia dianggap sebagai pemimpin di bidang ini. Thomson, (1879). Penelitian ini menunjukkan bahwa cahaya hijau yang dipancarkan dari katoda merupakan sinar katoda. J.J Thomson menggunakan sumber elektron berikut:

1. Sinar katoda dari katoda Al, Pt, dan Fe
2. Emisi fotoelektrik dari Zn
3. Emisi termionik dari filamen karbon

Setelah dilakukan penelitian ekstensif, sifat-sifat sinar tersebut adalah sebagai berikut:

1. Sinar itu berasal dari katoda dan merambat lurus.
2. Sinar katoda bermuatan negatif. Hal ini terbukti karena cahaya ditarik oleh bidang positif dan dibelokkan oleh medan magnet.
3. Sinar katoda mempunyai momentum sehingga mempunyai massa yang dapat menggerakkan kumparan dalam tabung.

4. Karakteristik ini tidak bergantung pada bahan katoda, gas dalam tabung atau kawat penghubung dan bahan alat penghasil arus.

Semua sifat di atas, terutama sifat keempat, menunjukkan bahwa partikel sinar katoda merupakan partikel dasar yang terdapat pada setiap zat. Pada tahun 1891, Estonia mengusulkan penggunaan nama "elektron" untuk satuan listrik, dan saat ini partikel sinar katoda ini disebut elektron. Meskipun kecepatan v bervariasi bergantung pada sumber elektron, tetap dapat dilihat bahwa:

$$e/m = 1,76 \times 10^8 \text{ C/g}$$

dimana: e = muatan elektron dan m = massa elektron

Dengan metode uji tetes minyak, Robert A. Millikan pada tahun 1906, berhasil menetapkan muatan elektron (e) sebagai $1,602 \times 10^{-19}$ Coulomb.

Massa Elektron

Dari eksperimen J.J. Thomson (penentuan muatan/massa elektron) dan percobaan Millikan (penentuan muatan elektron dengan percobaan tetes minyak) memungkinkan perhitungan massa elektron sebagai berikut:

$$m = \frac{e}{e/m} = \frac{1.6 \times 10^{-19} \text{ C}}{1.76 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9.11 \times 10^{-28} \text{ g}$$

1.2.2 Proton

Eksperimen gas hidrogen menunjukkan bahwa e/m untuk fluks hidrogen kontinu lebih besar daripada e/m untuk elektron. Oleh karena itu, H^+ dianggap sebagai partikel fundamental suatu atom yang muatannya sama dengan elektron, tetapi tandanya berlawanan. Massa H^+ 1837 kali lebih besar dari massa elektron. Partikel-partikel ini dikenal sebagai proton.

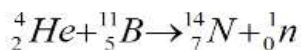
Jika Muatan Elektron sama dengan Muatan Ion Hidrogen, Perbandingan Massa Elektron dengan Massa Ion Hidrogen dapat dihitung sebagai berikut:

$$\begin{aligned} e/m \text{ elektron} &= 1,76 \times 10^8 \text{ C/g} \\ e/m \text{ ion hidrogen} &= 96520/1,008 \text{ C/g} \end{aligned}$$

$$\frac{\text{massa elektron}}{\text{massa ion hidrogen}} = \frac{e/m \text{ ion hidrogen}}{e/m \text{ elektron}} = \frac{96520/1,008 \text{ C/g}}{1,76 \times 10^8 \text{ C/g}} = \frac{1}{1837}$$

1.2.3 Netron

Pada tahun 1920, Rutherford meramalkan adanya partikel elementer bebas dalam inti atom. Namun, karena sifat partikel yang tidak beraturan, partikel-partikel ini sulit dideteksi. Baru pada tahun 1932 Jay Chadwick berhasil menemukan neutron. Dari reaksi nuklir, partikel alfa dengan massa atom relatif 4 diserap oleh boron (massa atom relatif 11) dan menghasilkan nitrogen (massa atom relatif 14) dan neutron (massa atom relatif 1), reaksi ini dapat dijelaskan. Persamaannya menunjukkan:



Keterangan :

${}_2^4\text{He}$ artinya Helium memiliki 2 proton, 2 elektron dan netron $= 4 - 2 = 2$.

Dari pengamatan tersebut dapat disimpulkan bahwa elektron, proton, dan neutron merupakan partikel dasar penyusun atom. Secara umum, untuk membedakan atom yang satu dengan atom yang lain, dituliskan lambang atom sebagai berikut:

${}_Z^A\text{X}$ dimana X = nama atom, Z = jumlah proton = jumlah elektron (untuk atom netral), A = nomor massa = jumlah netron + jumlah proton

1.3 Radiasi Elektromagnetik dan Spektrum Atom

1.3.1 Energi Radiasi

Cahaya adalah radiasi elektromagnetik. Foton adalah unit terkecil dari radiasi elektromagnetik. Cahaya mempunyai kecepatan, frekuensi dan panjang gelombang.

Max Planck (1900) menghitung energi radiasi dengan rumus :

$$E = hv; \left(v = \frac{c}{\lambda} \text{ atau } E = h \frac{c}{\lambda} \right) \quad (1.1)$$

Keterangan :

E = energi (Joule)

v = frekuensi (Hz, 1/s)

λ = panjang gelombang (m),

h = tetapan Planck ($6,62 \times 10^{-34}$ J.s)

c = kecepatan cahaya ($2,9979 \times 10^8$ m/s)

Contoh soal :

Suatu lampu merkuri memancarkan cahaya dengan panjang gelombang 436 nm. Berapakah frekuensi dan energi dari satu foton?

Jawab :

$$\lambda = 436 \text{ nm} = 4,36 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$\begin{aligned} v &= \frac{c}{\lambda} = \frac{2,9979 \times 10^8 \text{ m/s}}{4,36 \times 10^{-7} \text{ m}} \\ &= 6,88 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} \\ &= 6,88 \times 10^{14} \text{ Hz} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} E &= (6,88 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}) \times (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}) \\ &= 4,56 \times 10^{-19} \end{aligned}$$

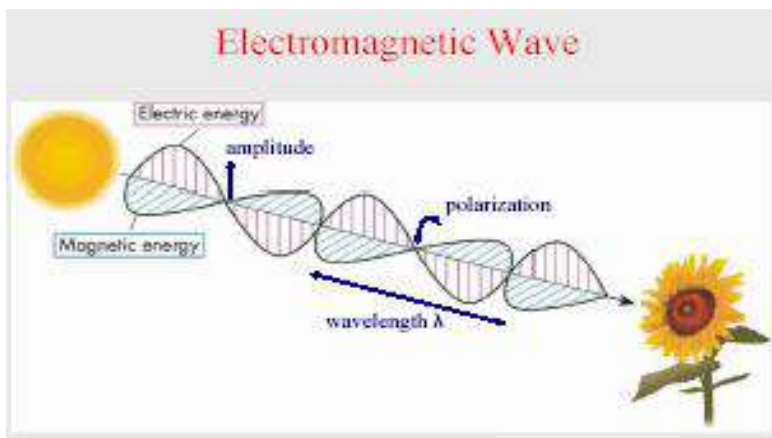
1.4 Spektrum Atom Hidrogen

Ketika logam dipanaskan hingga bersinar, maka logam tersebut memancarkan cahaya yang disebut radiasi elektromagnetik. Jika seberkas cahaya dilewatkan melalui sebuah kaca berbentuk prisma, maka *cahaya putih* itu dibiaskan menjadi spektrum kontinyu dan cahaya ini merupakan gabungan dari semua warna. Kalau suatu gas dirangsang (seperti yang terjadi pada lampu neon) dan sinar cahaya yang dipancarkan gas dilewatkan

pada sebuah prisma, maka spektrum yang nampak terdiri dari garis-garis sinar tertentu dengan energi tertentu (spektrum bergaris).

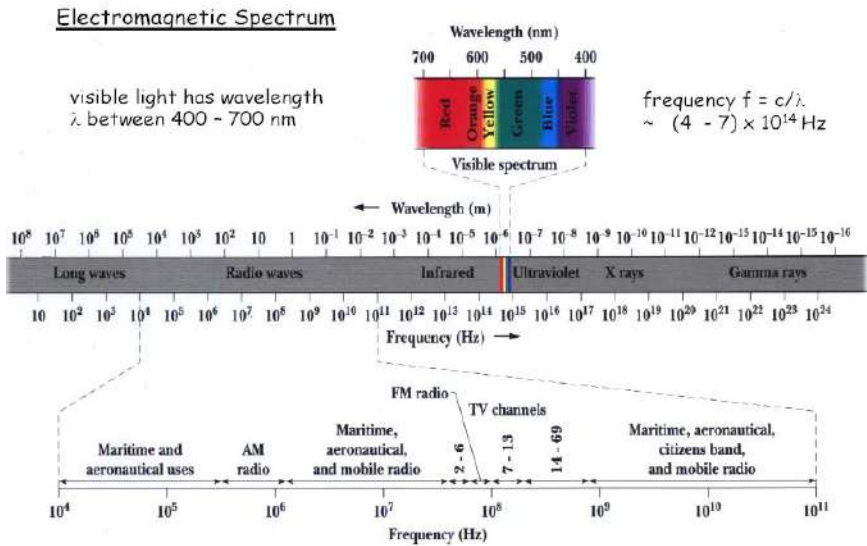
Radiasi cahaya, atau radiasi elektromagnetik, hanya mentransmisikan cahaya sebagai gelombang energi independen (foton). Radiasi cahaya, yang dapat dianggap sebagai gelombang beresilasi, dapat dianggap sebagai aliran paket atau partikel energi berkecepatan tinggi. Radiasi listrik dengan panjang gelombang 380 hingga 780 nm merupakan radiasi yang dapat dideteksi oleh kelima mata manusia, sehingga disebut cahaya tampak (visibel).

Teori radiasi elektromagnetik (EMR) yang pertama kali dikemukakan oleh James Clark Maxwell menyatakan bahwa gelombang fisika adalah gelombang elektromagnetik yang berarti arus listrik dan vektor magnet yang keduanya tegak lurus terhadap keduanya. Spektrum radiasi elektromagnetik (EMR) ditunjukkan pada Gambar 1.1.



Gambar 1.1. Sebuah berkas REM

Tipe REM kini dikenal dengan rentang panjang gelombang tertentu. Spektrum energi merupakan gabungan anggota spektrum REM dengan panjang gelombang berbeda. Anggota REM yang diinduksi oleh radiasi dengan panjang gelombang terpendek hingga terpanjang ditunjukkan pada Gambar 1.2.



Gambar 1.2. Spektrum gelombang elektromagnetik

Cahaya dan energi diciptakan oleh pergerakan elektron dari tingkat energi yang lebih tinggi ke tingkat energi yang lebih rendah. Perbedaan energi ini dipancarkan sebagai radiasi elektromagnetik. Jika tingkat energi yang lebih tinggi disebut n_2 dan tingkat energi yang lebih rendah disebut n_1 , BALMER (1885) mampu menghitung frekuensi gelombang cahaya yang dihasilkan selama transfer elektron dari n_2 ke n_1 dengan menggunakan rumus:

$$\nu = 3,288 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (1.2)$$

Deret spektrum hidrogen dapat dibagi atas :

1. Deret Lyman, apabila terjadi perpindahan elektrom dari tingkatan $n_2 = 2, 3, 4, \dots$, ke $n_1 = 1$
2. Deret Balmer ; $n_2 = 3, 4, 5, \dots$, ke $n_1 = 2$
3. Deret Paschen : $n_2 = 4, 5, 6, \dots$, ke $n_1 = 3$
4. Deret Brckett : $n_2 = 5, 6, 7, \dots$, ke $n_1 = 4$
5. Deret Pfund : $n_2 = 6, 7, 8, 9, \dots$, ke $n_1 = 5$

Contoh soal :

Hitung frekuensi cahaya dan energi yang dipancarkan apabila elektron dalam atom hidrogen berpindah sesuai dengan garis pertama dari deret Lyman.

Jawab :

Garis pertama deret Lyman disebabkan oleh perpindahan elektron dari $n_2 = 2$ ke $n_1 = 1$

$$\nu = 3,288 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\nu = 3,288 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right)$$

$$\nu = 3,288 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} (0,75) = 2,45 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$E = h\nu$$

$$E = (6,626 \times 10^{-34} \text{ J.s}) \times (2,45 \times 10^{15} \text{ s}^{-1})$$

$$= 1,62 \times 10^{-18} \text{ J}$$

1.5 Model Atom

1.5.1 Model Atom Thomson

Thomson mengemukakan sifat atom dari sudut pandang kelistrikan pada tahun 1904. Menurut Thomson, atom ibarat jeli yang terbuat dari muatan positif dan negatif. Muatan positif tersebar dalam lingkaran yaitu atom yang mengandung elektron (muatan negatif). Atom Thomson dapat dibandingkan dengan roti yang baik dan anggur yang buruk. Bagian ideal atom Thomson berdiameter 10^{-10} m ($1\text{\AA}$). Uji hamburan sinar alfa Rutherford menunjukkan bahwa model atom ini tidak mungkin lagi dilakukan.

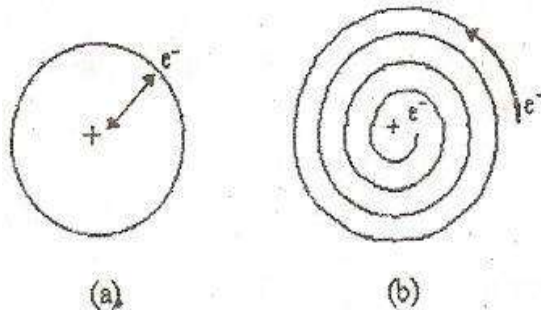
1.5.2 Model Atom Rutherford

Penelitian yang dilakukan oleh Rutherford, Geiger dan Marsden pada awal abad ke-20 memberikan banyak informasi kepada kita tentang struktur atom, yang mempunyai partikel negatif (elektron) dan partikel positif. Hasil kajian hamburan sinar alfa pada lembaran logam emas yang sangat tipis ($0,004 \text{ nm}$) menunjukkan:

1. Sebagian besar partikel-partikel alfa (inti atom helium) memasuki bidang/lempeng tersebut, dan hanya sebagian kecil yang mengalami penyimpangan dari arahnya yang semula,

2. Hanya 1 dari 20.000 partikel alfa yang dipantulkan pada sudut 90 derajat atau lebih.

Menurut Rutherford, hasil percobaan ini hanya dapat dijelaskan jika kita menganggap bahwa seluruh muatan positif atom terkonsentrasi pada inti yang sangat kecil. Dari definisi hamburan sinar alfa dan penelitian lainnya, Rutherford menyimpulkan bahwa atom terdiri dari inti kecil (radius 10-13 cm). Hampir seluruh muatan atom terkonsentrasi dengan muatan listrik $+Ze$ dan electron-elektron sebanyak Z yang bergerak mengelilingi inti Z sesuai dengan nomor atom ini. Dengan demikian model atom Rutherford dapat digambarkan sebagai berikut:



Gambar 1.3. Model Atom Rutherford

Sulit untuk menjelaskan bagaimana mungkin inti bermuatan positif (Gambar 1.3a) dapat hidup berdampingan dengan elektron pada jarak tertentu. Berdasarkan hukum elektrostatika, dua partikel yang muatannya berlawanan akan tarik menarik satu sama lain ketika mereka diam. Untuk menghindari kesulitan ini, Rutherford berasumsi bahwa elektron bergerak mengelilingi inti pada jarak tertentu sehingga gaya sentripetal menyeimbangkan gaya tarik-menarik listrik. Hipotesis ini menimbulkan kesulitan baru karena menurut teori Dalam mekanika klasik, partikel yang bergerak dan dipercepat memancarkan spektrum yang kontinu. Pancaran cahaya ini akan mengurangi energi elektron sehingga elektron semakin mendekat ke inti dan akhirnya menyatu dengan inti atom, pergerakan lintasannya diasumsikan berbentuk spiral (Gambar

1.3b). Faktanya, atom selalu dalam keadaan stabil, elektron tidak menyatu dengan inti atom. Dua hal yang diuraikan di atas merupakan kelemahan teoriatom Rutherford.

1.5.3 Model Atom Bohr

Model atom ini bertitik tolak dari model atom Rutherford dan teori kuantum Planck yang didasarkan atas anggapan sebagai berikut:

1. Elektron bergerak mengelilingi inti atom dalam lintasan atau orbit yang berbentuk lingkaran, gaya sentrifugal, mv^2/r sama besar dengan gaya tarik inti dengan elektron, e^2/r^2 .
2. Lintasan yang diperlukan adalah lintasan dimana momentum sudut elektron merupakan kelipatan dari $h/2\pi$ (h adalah tetapan Planck) lintasan ini disebut "*Lintasan Kuantum*".
3. Karena momentum sudut elektron (massa = m) yang bergerak dengan kecepatan v (dalam lintasan dengan jari-jari r), adalah mvr maka,

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} \quad (n = 1, 2, 3, \dots) \quad (1.3)$$

4. Bila elektron bergerak dalam satu lintasan kuantum, maka elektron tidak akan memancarkan energi lagi.

$$E = -1/2 mv^2 \quad (1.4)$$

Elektron dalam lintasan ini berada dalam keadaan *stasioner* atau dalam tingkat energi tertentu.

5. Bila elektron pindah dari tingkatan energi E_1 , ke tingkat E_2 maka akan terjadi radiasi energi

$$E_1 - E_2 = h\nu \quad (1.5)$$

Bila E_2 lebih besar E_1 , maka elektron akan mengabsorbsi energi radiasi. Dari persamaan (1.3) dapat diturunkan kecepatan elektron,

$$v = n \left(\frac{h}{2\pi} \right) \left(\frac{1}{mr} \right) \quad (1.6)$$

Jika hukum-hukum klasik dipadukan, jari-jari dari lintasan yang diperbolehkan dapat diturunkan. Untuk atom hidrogen (nomor atom $Z=1$).

$$r = \frac{n^2 h^2}{4\pi m e^4} \quad (n = 1, 2, 3, 4, \dots) \quad (1.7)$$

Dari h , m , dan e yang telah diketahui, dan jika $n = 1$, akan diperoleh :

$$\begin{aligned} r &= 0,529 \times 10^{-8} \text{ cm} \\ &= 0,529 \text{ \AA} \end{aligned}$$

Jika jari-jari Bohr untuk $n = 1$, dinyatakan dengan a_0 maka,

$$r = a_0 n^2 \quad (1.8)$$

dimana : $a_0 = 0,529 \text{ \AA}$
 $n = \text{tingkat energi}$

Energi E_n dari atom hidrogen, dengan elektron berada dalam lintasan yang dicirikan oleh harga n , ditentukan melalui persamaan berikut,

$$E_n = - \frac{2\pi m e^4}{n^2 h^2} \quad (n = 1, 2, 3, 4, \dots) \quad (1.9)$$

Atau dapat ditulis :

$$E_n = - \frac{A}{n^2} \quad (1.10)$$

$$\text{Dimana, } A = - \frac{2\pi m e^4}{h^2}$$

Dengan memasukkan harga m, e dan h, diperoleh

$$\begin{aligned} A &= 2,1799 \times 10^{-11} \text{ erg} \\ &= 5,2 \times 10^{-18} \text{ erg} \\ &= 13,6 \text{ eV} \\ &= 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \end{aligned}$$

1.6 Teori Kuantum

Teori kuantum muncul dari penelitian tentang radiasi yang dipancarkan benda hitam pada suhu tinggi. Penelitian menunjukkan bahwa jika radiasi ini disalurkan menuju frekuensi, maka intensitas radiasi suhu tinggi mencapai nilai maksimum dan kemudian menurun. Pada suhu yang relatif rendah, nilai maksimumnya berada di daerah inframerah. Jika suhu meningkat, nilai maksimumnya naik ke nilai yang lebih tinggi.

Untuk menjelaskan variasi intensitas radiasi sebagai fungsi frekuensi, yang tidak sesuai dengan teori gelombang cahaya, Max Planck pada tahun 1900 memperkenalkan teori yang dikenal sebagai teori kuantum. Teori ini tentang energi dan, berkat hubungan empiris, teori ini sesuai dengan data eksperimen. Menurut Planck, energi radiasi tidak dipancarkan atau diserap secara terus menerus, melainkan dalam bentuk paket-paket energi yang disebut kuantum. Hal ini khususnya terjadi ini berlaku untuk fenomena pada skala atom atau subatom. Energi sistem seperti itu disebut "terkuantisasi". Oleh karena itu, energi tidak berubah terus-menerus, tetapi hanya dapat bertambah atau berkurang sebanyak 1, 2, 3,.....n kuantum.

Besarnya energi satu kuantum, E, bergantung pada frekuensi ν , dan diberikan oleh persamaan berikut:

$$E = h \nu$$

Dimana :

E (energi) dinyatakan dalam Joule

h adalah tetapan Planck yang harganya $6,626 \times 10^{-34} \text{ J.s}$

Planck mengemukakan bahwa "*benda hitam*" terdiri atas sejumlah benda yang bergetar atau osilator yang memancarkan energi dalam bentuk paket-paket energi atau kuantum. Misalnya, energi 1 kuantum sinar ultraviolet dengan panjang gelombang 125 nm ($1\text{nm} = 10^{-9} \text{ m}$) dapat dihitung dengan menggunakan persamaan $v = c/\lambda$, (c = kecepatan cahaya dan λ = panjang gelombang dalam m) maka,

Frekuensi sinar ultraviolet,

$$\nu = \frac{2,9979 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}}{125 \times 10^{-9} \text{ m}} = 2,4 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Energi kuantum, $E = h\nu$

$$E = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ J.s}^{-1} \times 2,9979 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}}{125 \times 10^{-9} \text{ m}}$$

$$= 1,59 \times 10^{-9} \text{ J}$$

Jadi, energi dari 4 kuantum adalah $4(1,59 \times 10^{-18} \text{ J})$
 $= 6,36 \times 10^{-18} \text{ J}$.

1.7 Model Atom Mekanika Gelombang

Teori mekanika gelombang dirumuskan oleh Werner Heisenberg dan Erwin Schrödinger pada waktu yang kurang lebih bersamaan, walaupun di tempat yang berbeda. Kontribusi penting terhadap teori ini dibuat oleh Paul Dirac, Max Born dan Wolfgang Pauli. Mekanika kuantum dapat menjelaskan materi dalam skala makro dan mikro. Dalam ranah makro dapat digunakan mekanika klasik, namun hanya mekanika kuantum yang dapat menjelaskan peristiwa mikroskopis, yaitu yang melibatkan elektron, atom, dan molekul.

1.7.1 Prinsip Ketidakpastian Heisenberg

Karena dualitas sifat gelombang-partikel, Werner Heisenberg (1925) mendalilkan prinsip ketidakpastian yang

menyatakan bahwa tidak mungkin mengetahui secara pasti momentum dan posisi suatu partikel seperti elektron pada saat yang bersamaan. Jika pengukuran momentum atau kecepatan dapat dilakukan secara akurat maka posisinya tidak dapat diketahui secara tepat dan sebaliknya. Heisenberg menunjukkan bahwa batas bawah ketidakpastian sama dengan konstanta Planck dibagi 4π dinyatakan sebagai:

$$(\Delta p_x)(\Delta x) \geq \frac{h}{4\pi} \quad (1.11)$$

Dimana :

Δp_x = ketidakpastian momentum (pada arah x)

Δx = ketidakpastian kedudukan (pada arah x)

H = tetapan Planck

DAFTAR PUSTAKA

- Day, Underwood., *Analisis Kimia Kuantitatif*, A. H. Pudjaatmaka (Penterjemah), Edisi Kelima, Penerbit Erlangga : Jakarta, 1996.
- Harris, K, *Absorption Spectroscopy*.
<http://elchem.kaist.ac.kr/vt/chem-ed/spec/uv-vis/uv-vis.htm>. Diakses 25 Juni 2004.
- Suharman; Mulja, Muhammad., *Analisis Instrumental*, Penerbit Airlangga University Press Surabaya, 1995.
- Tegart, W.J. *Elements of Materials Science and Engineering*, The Macmillan Co. New York. 1986.
- Thomas, Michael., *Ultraviolet and Visible Spectroscopy*, 2nd Edition, John Willey and Sons : Chicester, 1996.

BAB 2

TUJUAN DAN KEGUNAAN

Oleh Fetronela Rambu Bobu

2.1 Pendahuluan

Kita mengenal elektron karena pengaruhnya terhadap kehidupan manusia. Baik itu suara retakan dan letupan dari sengatan listrik di musim dingin, atau suara gemuruh dan dentuman petir saat mau hujan. Demikian pula, para ilmuwan mengetahui tentang elektron karena elektron mempengaruhi peralatan yang digunakan untuk pengukuran. Elektron dijelaskan melalui sifat-sifat yang mirip dengan bagaimana kita menggambarkan bola biliar, seperti massa, posisi, energi, dan momentum, serta sifat-sifat lain yang berbeda dari bola biliar, seperti muatan dan spin (Knuth, 2017).

Sejak penemuan elektron, kita menjadi akrab dengan sifat-sifat yang dimiliki oleh elektron sehingga kita menganggap elektron sebagai dasar. Hukum fisika yang diterapkan pada elektron menitikberatkan pada hubungan antara variabel-variabel ini dan bagaimana mereka berinteraksi dengan gaya eksternal.

2.2 Tujuan dan Kegunaan

Elektron memiliki peran yang sangat penting dalam struktur atom dan berbagai fenomena fisika serta kimia. Berikut adalah tujuan dan kegunaan elektron dalam atom:

2.2.1 Struktur Atom

Elektron memiliki peran kunci dalam struktur atom, menentukan sifat fisik dan kimia atom serta mempengaruhi interaksi antaratom. Meskipun elektron memiliki massa yang sangat kecil dibandingkan dengan proton dan neutron, mereka berkontribusi terhadap muatan negatif total atom. Elektron menyeimbangkan muatan positif dari proton di inti, menjadikan atom secara keseluruhan netral. Pada pembentukan kulit elektron,

Elektron mengorbit inti atom dalam berbagai tingkat energi atau kulit (orbital). Kulit-kulit ini diatur dalam lapisan-lapisan berdasarkan prinsip energi minimum, dengan elektron menempati tingkat energi terendah terlebih dahulu. Jumlah elektron dalam setiap kulit mengikuti aturan tertentu, seperti aturan $2n^2$ (dimana n adalah nomor kulit), yang menentukan kapasitas maksimal elektron pada setiap tingkat energi (Alam, 2022).

Elektron di kulit terluar, yang dikenal sebagai elektron valensi, memainkan peran utama dalam menentukan sifat kimia atom. Elektron valensi ini menentukan kemampuan atom untuk membentuk ikatan kimia dengan atom lain. Atom dengan jumlah elektron valensi yang sama cenderung memiliki sifat kimia yang serupa dan dikelompokkan dalam golongan yang sama pada tabel periodik. Elektron valensi terlibat langsung dalam pembentukan ikatan kimia. Dalam ikatan kovalen, elektron dibagi antara dua atom, sedangkan dalam ikatan ionik, elektron ditransfer dari satu atom ke atom lain, membentuk ion yang saling tarik-menarik. Ikatan ini membentuk molekul dan senyawa, yang merupakan dasar dari semua zat kimia di alam (Jalinialias, 2014).

Konfigurasi elektron yang stabil, seperti yang ditemukan dalam gas mulia dengan kulit terluar penuh, menjadikan atom tersebut kurang reaktif. Atom cenderung mencapai konfigurasi elektron yang stabil melalui ikatan kimia atau reaksi kimia. Kecenderungan atom untuk mencapai kestabilan ini dijelaskan oleh aturan oktet, di mana atom berusaha memiliki delapan elektron di kulit valensi mereka. Konfigurasi elektron adalah distribusi elektron-elektron dalam orbit-orbit atau kulit-kulit di sekitar inti atom. Konfigurasi ini mengikuti aturan-aturan tertentu yang didasarkan pada prinsip-prinsip mekanika kuantum, seperti Prinsip Aufbau, Prinsip Eksklusi Pauli, dan Aturan Hund. Prinsip Aufbau menyatakan bahwa elektron mengisi tingkat energi yang lebih rendah terlebih dahulu sebelum mengisi tingkat energi yang lebih tinggi. Misalnya, orbital $1s$ diisi sebelum $2s$, dan $2p$ diisi setelah $2s$. Prinsip Eksklusi Pauli menyatakan bahwa tidak ada dua elektron dalam sebuah atom yang dapat memiliki keempat bilangan kuantum yang sama. Ini berarti setiap orbital hanya dapat menampung dua elektron dengan spin yang berlawanan. Sedangkan

Aturan Hund menyatakan bahwa ketika mengisi orbital dengan energi yang sama (seperti dalam subkulit p, d, atau f), elektron akan mengisi orbital secara paralel terlebih dahulu (satu elektron per orbital) sebelum berpasangan. Hal ini meminimalkan tolakan elektron dan menghasilkan konfigurasi yang lebih stabil (Hummel, 2010).

2.2.2 Ikatan Kimia

Elektron memainkan peran utama dalam pembentukan ikatan kimia, yang merupakan dasar dari semua reaksi kimia dan pembentukan molekul serta senyawa. Berikut adalah beberapa peran penting elektron dalam ikatan kimia (Alam, 2022):

1. Pembentukan Ikatan Kovalen

Dalam ikatan kovalen, atom-atom saling berbagi satu atau lebih pasangan elektron untuk mencapai konfigurasi elektron yang stabil. Setiap pasangan elektron yang dibagi disebut sebagai ikatan kovalen. Tujuannya adalah untuk mencapai konfigurasi oktet (delapan elektron di kulit terluar) atau konfigurasi yang mirip dengan gas mulia. Pada ikatan kovalen, tidak ada transfer elektron seperti pada ikatan ionik. Sebaliknya, atom-atom berbagi elektron. Misalnya, dua atom hidrogen (H) dapat berbagi sepasang elektron, sehingga setiap atom memiliki dua elektron di sekitar intinya, menyerupai konfigurasi elektron helium (He).

Atom-atom cenderung membentuk ikatan kovalen untuk mencapai konfigurasi elektron yang lebih stabil. Dalam banyak kasus, ini berarti mengisi kulit valensi mereka sehingga mereka memiliki 8 elektron (aturan oktet). Namun, ada pengecualian seperti hidrogen, yang hanya membutuhkan 2 elektron di kulit valensinya. Jika dua atom yang terlibat dalam ikatan kovalen memiliki elektronegativitas yang sama atau sangat mirip, elektron dibagi secara merata, dan ikatan tersebut disebut ikatan kovalen nonpolar. Contoh: molekul H_2 atau O_2 . Namun, jika ada perbedaan elektronegativitas antara dua atom, elektron akan lebih banyak berada di dekat atom yang lebih

elektronegatif, menciptakan muatan parsial pada atom-atom tersebut. Ini disebut ikatan kovalen polar. Contoh: molekul H_2O , di mana oksigen lebih elektronegatif daripada hidrogen, sehingga ikatan O-H bersifat polar.

2. Pembentukan Ikatan Ionik

Dalam ikatan ion, elektron dipindahkan dari satu atom ke atom lainnya. Atom yang kehilangan elektron menjadi ion positif (kation), sedangkan atom yang menerima elektron menjadi ion negatif (anion). Tarikan elektrostatik antara kation dan anion menciptakan ikatan ion. Setelah ion positif dan negatif terbentuk, mereka saling tarik-menarik karena perbedaan muatan mereka. Gaya tarik elektrostatik ini merupakan dasar dari ikatan ionik, yang mengikat ion-ion tersebut bersama dalam struktur yang stabil.

langkah-langkah pembentukan ikatan ionik adalah Atom logam, yang umumnya memiliki sedikit elektron valensi dan energi ionisasi rendah, cenderung kehilangan satu atau lebih elektron untuk mencapai konfigurasi elektron yang lebih stabil (seperti konfigurasi gas mulia). Contoh: Natrium (Na) kehilangan satu elektron untuk menjadi Na^+ . Sebaliknya, atom nonlogam dengan elektronegativitas tinggi cenderung menerima elektron untuk mengisi kulit valensinya dan mencapai konfigurasi yang stabil. Contoh: Klor (Cl) menerima satu elektron untuk menjadi Cl^- .

3. Pembentukan Ikatan Logam

Dalam ikatan logam, elektron-elektron valensi dari atom logam membentuk "lautan elektron" yang bergerak bebas di antara ion-ion logam yang terikat dalam kisi kristal. Elektron yang bergerak bebas memberikan logam sifat konduktivitas listrik dan termal yang tinggi, serta kemampuan untuk dibentuk dan ditempa. Tembaga adalah contoh logam dengan ikatan logam yang kuat. Elektron-elektron valensi dalam tembaga bergerak bebas di antara

ion tembaga dalam kisi kristal, memberikan tembaga kemampuan konduksi listrik dan termal yang sangat baik. Ini juga membuat tembaga sangat baik untuk digunakan dalam kabel listrik.

4. Pembentukan Ikatan Hidrogen

Ikatan hidrogen adalah bentuk ikatan yang lebih lemah dibandingkan dengan ikatan kovalen atau ion. Ini terjadi ketika atom hidrogen yang terikat pada atom yang sangat elektronegatif (seperti oksigen atau nitrogen) tertarik oleh atom elektronegatif lain dari molekul yang berbeda. Contoh: dalam air (H_2O), ikatan hidrogen terjadi antara atom hidrogen dari satu molekul dan atom oksigen dari molekul lain, yang mempengaruhi sifat fisik air.

Atom elektronegatif menarik elektron bersama lebih kuat, membuat atom hidrogen memiliki muatan parsial positif (δ^+). Karena perbedaan elektronegativitas ini, molekul menjadi polar, dengan bagian atom elektronegatif memiliki muatan parsial negatif (δ^-) dan atom hidrogen memiliki muatan parsial positif (δ^+). Polaritas ini memungkinkan atom hidrogen dengan muatan parsial positif dari satu molekul untuk berinteraksi dengan atom elektronegatif dari molekul lain, membentuk ikatan hidrogen.

Proses pembentukan ikatan hidrogen adalah Misalnya, dalam air (H_2O), atom oksigen lebih elektronegatif daripada atom hidrogen. Ini membuat oksigen memiliki muatan parsial negatif (δ^-) dan hidrogen memiliki muatan parsial positif (δ^+). Atom hidrogen dari satu molekul air akan tertarik pada atom oksigen dari molekul air lain, membentuk ikatan hidrogen antara kedua molekul. Ikatan hidrogen biasanya linier, dengan hidrogen terletak di antara dua atom elektronegatif, satu terikat secara kovalen dan yang lain terlibat dalam ikatan hidrogen.

2.2.3 Sifat Fisik atom

Sifat fisik dan kimia atom sangat penting dalam memahami perilaku elemen dalam berbagai kondisi dan reaksi. Sifat-sifat ini mencerminkan struktur dan energi atom serta interaksinya dengan atom lain. Sifat fisik atom terdiri dari ukuran atom, massa atom, kepadatan, keadaan agregat, energy ionisasi, elektronegativitas, dan konduktivitas. Ukuran atom biasanya diukur dari inti hingga elektron terluar, yang disebut jari-jari atom. Ukuran ini bervariasi di seluruh tabel periodik; atom cenderung lebih kecil saat bergerak ke kanan dalam satu periode dan lebih besar saat bergerak ke bawah dalam satu golongan. Sedangkan untuk ukuran volume atom, Tergantung pada jumlah elektron dan distribusinya di sekitar inti, volume atom bisa berbeda-beda. atom-atom dengan elektron lebih banyak sering kali memiliki volume yang lebih besar (Knuth, 2017).

Setiap atom memiliki massa tertentu yang didasarkan pada jumlah proton dan neutron di dalam intinya. Massa atom relatif biasanya dinyatakan dalam satuan massa atom (u) dan sering kali dinyatakan sebagai rata-rata massa isotop atom tersebut yang ada secara alami. Isotop adalah atom-atom dari elemen yang sama dengan jumlah proton yang sama tetapi jumlah neutron yang berbeda. Isotop memengaruhi massa atom relatif tetapi biasanya tidak memengaruhi sifat kimia atom tersebut.

2.2.4 Sifat Kimia atom

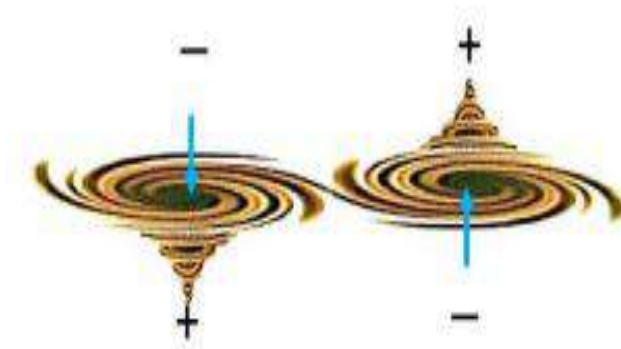
Jumlah dan konfigurasi elektron dalam sebuah atom menentukan bagaimana atom tersebut berinteraksi dengan atom lain. Misalnya, atom dengan jumlah elektron valensi yang sama cenderung memiliki sifat kimia yang mirip dan biasanya ditempatkan dalam kelompok yang sama pada tabel periodik. Elektron dalam atom tersusun dalam berbagai tingkat energi dan subtingkat (orbital). Konfigurasi elektron, atau bagaimana elektron tersebar di tingkat-tingkat energi ini, sangat menentukan sifat kimia suatu unsur. Misalnya, unsur-unsur dengan konfigurasi elektron yang hampir penuh pada kulit terluarnya cenderung lebih stabil dan kurang reaktif (seperti gas mulia) (Moncada et al., 2013).

Dalam ikatan kovalen, perbedaan elektronegativitas antara dua atom dapat mempengaruhi distribusi elektron, menciptakan

ikatan polar (dengan distribusi muatan yang tidak merata) atau nonpolar (dengan distribusi muatan yang merata). Perubahan sifat kimia dari satu unsur ke unsur lainnya dalam tabel periodik sangat bergantung pada konfigurasi elektron. Misalnya, sifat logam, non-logam, dan semilogam dapat dijelaskan melalui perilaku elektron dalam berbagai kelompok dan periode dalam tabel periodik (Hu, 2004).

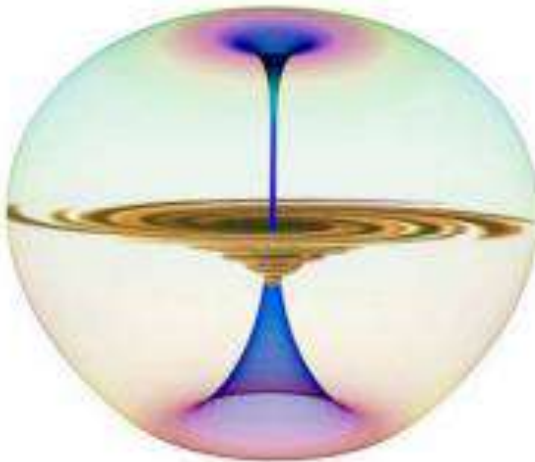
2.2.5 Sifat Magnetik

Elektron memiliki peran penting dalam sifat magnetik suatu material, dan sifat magnetik ini ditentukan oleh perilaku elektron, terutama oleh spin dan gerakan orbitnya. Spin adalah properti intrinsik elektron yang mirip dengan momentum sudut. Setiap elektron memiliki spin yang dapat diorientasikan dalam dua arah: "spin up" atau "spin down" (Gambar 2.1). Dalam konteks magnetisme, spin elektron menghasilkan momen magnetik, yang bertindak seperti magnet kecil. Ketika banyak elektron dalam suatu material memiliki spin yang terarah sejalan (searah atau berlawanan arah), material tersebut dapat menunjukkan sifat magnetik yang signifikan. Material seperti ini disebut feromagnetik (Hu, 2004).



Gambar 2.1. Gaya tarik parsial antara dua spin yang berlawanan
(sumber:Butto, 2021)

Momen magnetik adalah hasil dari kombinasi antara spin elektron dan gerakan orbital elektron di sekitar inti atom. Elektron yang bergerak di sekitar inti juga menciptakan medan magnet kecil (Gambar 2.2). Kombinasi ini menghasilkan momen magnetik total yang memengaruhi bagaimana suatu atom atau molekul berinteraksi dengan medan magnet eksternal. Jika momen-momen magnetik ini tersusun secara teratur dalam suatu material, maka material tersebut bisa bersifat magnetik secara makroskopis (Butto, 2021).



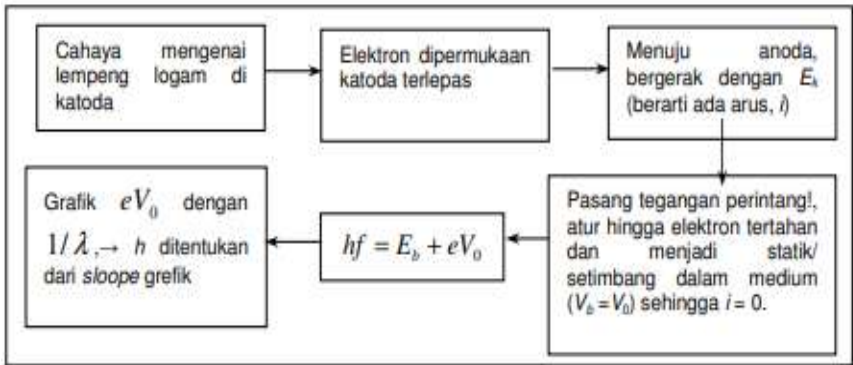
Gambar 2.2. Gambaran Medan magnet di Sekitar Elektron
(sumber: Butto, 2021)

Secara keseluruhan, elektron memainkan peran sentral dalam menentukan sifat magnetik suatu material, terutama melalui spin dan momen magnetik yang dihasilkan dari gerakan orbitalnya. Sifat magnetik ini memengaruhi bagaimana material tersebut berinteraksi dengan medan magnet eksternal dan menentukan apakah material tersebut bersifat diamagnetik, paramagnetik, feromagnetik, antiferomagnetik, atau ferrimagnetik (Knuth, 2017).

2.2.6 Interaksi dengan Energi

Elektron memainkan peran penting dalam berbagai interaksi energi, baik di tingkat atom maupun dalam proses fisik dan kimia. Saat transisi elektron antar tingkat energi, elektron dalam

atom dapat menyerap energi dari sumber eksternal (seperti cahaya atau panas) dan berpindah ke tingkat energi yang lebih tinggi (eksitasi). Ketika elektron kembali ke tingkat energi yang lebih rendah, mereka melepaskan energi dalam bentuk foton (cahaya). Proses ini terjadi, misalnya, dalam lampu neon dan LED. Dalam spektrum emisi dan absorpsi, setiap unsur kimia memiliki spektrum emisi dan absorpsi yang unik, berdasarkan transisi energi elektron dalam atomnya. Spektrum ini digunakan dalam spektroskopi untuk mengidentifikasi unsur-unsur dalam bintang, atmosfer, dan zat kimia (Anwar et al., 2018).



Gambar 2.3. Skema Proses Terjadinya Efek Fotoelektrik (sumber: (Anwar et al., 2018))

Dalam efek fotoelektrik (Gambar 2.3), ketika cahaya dengan frekuensi yang cukup tinggi (seperti sinar ultraviolet) menabrak permukaan logam, elektron dapat menyerap energi cahaya tersebut dan terlepas dari atom. Fenomena ini memberikan bukti bahwa cahaya dapat berperilaku sebagai partikel (foton) dan membantu mengembangkan teori kuantum. Efek fotoelektrik digunakan dalam teknologi seperti panel surya, di mana energi cahaya diubah menjadi energi listrik, serta dalam sensor cahaya dan kamera digital.

Dalam konduktor seperti logam, elektron dapat bergerak bebas, yang memungkinkan terjadinya aliran arus listrik ketika tegangan diterapkan. Energi listrik menggerakkan elektron-elektron ini, yang kemudian mentransfer energi melalui material tersebut. Pada suhu sangat rendah, beberapa material menunjukkan superkonduktivitas, di mana elektron bergerak tanpa hambatan, sehingga memungkinkan aliran arus listrik tanpa kehilangan energi. Sedangkan dalam semikonduktor, elektron dapat meloncat dari pita valensi ke pita konduksi ketika energi diberikan (misalnya dari cahaya atau panas). Elektron-elektron ini kemudian dapat bergerak melalui material dan berperan dalam perangkat seperti dioda, transistor, dan panel surya (Anwar et al., 2018).

DAFTAR PUSTAKA

- Alam, A. M. ul. (2022). *Atomic Structure*. January.
- Anwar, K., Isnaini, M., & Utami, L. S. (2018). EKSPERIMEN EFEK FOTO LISTRIK BERBASIS SIMULASI PhET. *Paedagogia : Jurnal Kajian, Penelitian Dan Pengembangan Kependidikan*, 4(2), 9–15.
- Butto, N. (2021). A New Theory for the Essence and Nature of Electron Charge. *Journal of High Energy Physics, Gravitation and Cosmology*, 07(03), 1190–1201. <https://doi.org/10.4236/jhepgc.2021.73070>
- Hu, Q. H. (2004). The nature of the electron. *Physics Essays*, 17(4), 442–458. <https://doi.org/10.4006/1.3025708>
- Hummel, R. E. (2010). *Electronic Properties of Materials, Fourth Edition*.
- Jalinialias. (2014). *Bab 2 struktur atom* (pp. 1–6). <https://www.slideshare.net/jalinialias/bab-2-struktur-atom>
- Knuth, K. H. (2017). Understanding the Electron. In *Frontiers Collection: Vol. Part F920* (Issue August). https://doi.org/10.1007/978-3-319-43760-6_10
- Moncada, F., Cruz, D., & Reyes, A. (2013). Electronic properties of atoms and molecules containing one and two negative muons. *Chemical Physics Letters*, 570(March), 16–21. <https://doi.org/10.1016/j.cplett.2013.03.004>

BAB 3

LISTRIK DAN MAGNET

Oleh Ulfah Zakiyah Hamdani

3.1 Pendahuluan

Listrik dan magnet memegang peranan penting dalam kehidupan manusia. Listrik dan magnet telah dikenal sejak tahun 600 SM. Fenomena kemagnetan lebih dikenal terlebih dahulu melalui mineral Ferrit (Fe_3O_4) (Coey and Mazaleyrat, 2024). Di periode yang sama, muatan listrik mulai teramati melalui suatu percobaan sederhana. Namun, muatan listrik baru diidentifikasi sekitar 2000 tahun setelahnya. Dengan meningkatnya rasa keingintahuan manusia mendorong pengembangan ilmu pengetahuan. Penemuan menarik yang terjadi seputar bahasan listrik dan magnet antara lain kompas, listrik statis, material konduktor dan non konduktor, senyawa magnet dan komersialisasinya, kapasitor, invensi listrik kaca, sel volta, komputer, telepon dan masih banyak lagi (Nye, 2004). Pada bab ini, akan dibahas hal-hal tentang listrik dan magnet dalam kaitannya dengan atom.

3.2 Muatan Elektrostatik

Muatan elektrostatik sering dikaitkan dengan listrik statis. Listrik statis sendiri dapat diamati dalam kehidupan sehari-hari. Pernahkah anda melihat helai rambut anda sedikit terangkat saat sedang disisir? Atau mengamati eksperimen sederhana berupa potongan kertas kecil tertarik oleh penggaris logam yang sebelumnya telah digosok dengan rambut kering? Listrik statis dapat teramati dari fenomena ini. Statis pada listrik statis merujuk pada benda yang tidak memiliki pergerakan atau perubahan dalam satuan waktu (Bishop, 2001; Nye, 2004).

3.2.1 Muatan listrik

Bahasan muatan listrik pertama kali tercatat pada masa Yunani Kuno. Dengan menggosok material tertentu seperti bulu dan kayu akan menimbulkan reaksi tarik-menarik maupun tolak-menolak satu sama lain. Catatan ini pertama kali pada tahun 600 SM, dan istilah elektron berasal dari bahasa Yunani yang bermakna kayu (Saslow, 2002a).

Fenomena yang teramati di masa itu antara lain ketika batangan gelas digosokkan dengan kain wol maupun kain sutra, dan didekatkan bersama, maka akan saling tolak-menolak. Jika didekatkan dengan potongan kain wol atau kain sutra, juga akan terjadi hal serupa. Namun, batangan gelas dan kain wol saling berinteraksi mendekat. Jika terdapat dua bilah plastik yang sama-sama digosok dengan bulu hewan, kedua batangan akan saling tolak-menolak, namun akan menarik bulu hewan. Sebaliknya, bilah plastik menarik batang kaca dan menolak kain sutra maupun kain wol yang sebelumnya digunakan menggosok batang gelas. Batangan gelas menolak interaksi dengan bulu hewan (Bishop, 2001).

Observasi sederhana ini terdokumentasikan dan teranalisis dengan baik oleh beragam ilmuwan. Berdasarkan kajian menyeluruh dari para ilmuwan, ditemukan bahwa terdapat dua entitas yang disebut dengan muatan listrik. Muatan listrik dapat diperoleh dari fenomena yang telah dipaparkan sebelumnya. Selain itu, terdapat dua kecenderungan yaitu muatan seragam akan saling menolak dan muatan tak seragam akan saling menarik. Perbedaan sifat ini disebut dengan muatan polaritas (Priest, 2004).

Hal menarik yang dapat diobservasi berdasarkan fenomena ini adalah muatan tak seragam dapat menetralkan atau meniadakan efek satu sama lain. Oleh karena itu, Benjamin Franklin menamai muatan tak seragam ini masing-masing muatan positif (proton) dan muatan negatif (elektron).

3.2.2 Aditivitas Muatan

Berdasarkan fenomena yang dibahas pada bagian sebelumnya, diketahui bahwa terdapat dua jenis muatan yaitu, muatan positif dan muatan negatif, yang memiliki efek saling meniadakan (Bishop, 2001). Di bagian ini, akan dijelaskan terkait

aditivitas muatan. Jika terdapat dua benda berukuran sangat kecil dibandingkan jarak antara keduanya, maka dianggap sebagai muatan titik. Jika suatu sistem memiliki dua muatan titik (misalnya q_1 dan q_2), maka total muatan pada sistem tersebut ditentukan dengan menjumlahkan muatan titik yang ada. Sebagai contoh, jika suatu sistem benda memiliki muatan antara lain q_1, q_2, q_3, q_4 , dan q_n , aditivitas muatan sistem benda terhitung sebagai $q_1 + q_2 + q_3 + q_4 + q_n$.

Aditivitas muatan berfokus pada jenis muatan dalam sistem yang dimaksud. Perlu diperhatikan bahwa massa benda selalu terdefinisi sebagai bilangan positif, namun muatan benda yang dimaksud dapat saja sebagai muatan positif maupun muatan negatif. Oleh karena itu, jika dalam suatu sistem terdapat beberapa muatan, maka aditivitas muatan benda adalah jumlah dari semua muatan yang hadir dan dapat bernilai positif maupun negatif. Sehingga, jika diketahui muatan dalam suatu sistem benda terdapat +1, +2, +3, +4 dan -5, maka nilai aditivitas muatan yaitu $(+1) + (+2) + (+3) + (+4) + (-5)$. Operasi ini akan menghasilkan angka (-1) sebagai muatan sistem benda (Mayergoyz and Lawson, 1997).

3.2.3 Kekekalan Muatan

Sebagaimana yang telah dibahas pada bagian sebelumnya bahwa suatu benda yang digosok dengan bahan tertentu akan bermuatan, terjadi transfer elektron dari suatu benda tertentu ke benda lainnya, serta tidak ada muatan yang dibuat maupun dihancurkan melainkan saling meniadakan atau menetralkan. Dari peristiwa penggosokan dua benda, salah satu benda akan memperoleh muatan dan yang lainnya kehilangan muatan. Pada sistem tertutup yang mencakup sejumlah benda bermuatan, terjadi interaksi antar muatan dan menyebabkan muatan dapat berpotensi untuk didistribusikan kembali. Namun, total muatan yang terdapat dalam sistem tertutup selalu tetap.

Fakta menarik yang ditemukan para peneliti yaitu alam dapat membuat partikel bermuatan dimana neutron dapat berubah menjadi proton dan elektron. Proton dan elektron yang terbentuk harus memiliki jumlah yang sama sehingga total muatan selalu nihil

baik sebelum pengubahan maupun setelah pengubahan (Saslow, 2002a).

3.2.4 Kuantisasi Muatan

Kuantisasi muatan pertama kali diusulkan melalui percobaan elektrolisis oleh Faraday. Tidak hanya itu, kuantisasi muatan juga didemonstrasikan secara tepat melalui percobaan Tetes Minyak Milikan (Kurra and Jiang, 2022). Berdasarkan sejumlah eksperimen yang dilakukan para peneliti, ditetapkan bahwa muatan bebas merupakan kelipatan integral dari satuan muatan dasar. Satuan muatan dasar dilambangkan sebagai e dimana e merupakan muatan yang diemban oleh suatu proton atau elektron. Sesuai dengan kesepakatan, muatan pada suatu elektron bernilai negatif $(-e)$ dan muatan yang diemban proton bernilai positif $(+e)$. Dalam satuan internasional (SI), unit muatan disebut dengan *Coulomb* dengan simbol C (Mayergoyz and Lawson, 1997). Besaran e yaitu :

$$e = 1,6092192 \times 10^{-19} \text{ C} \tag{1}$$

q merupakan muatan pada suatu sistem dimana hubungannya dengan e dituliskan sebagai :

$$q = ne \tag{2}$$

notasi n pada persamaan ini merupakan bilangan bulat. Berdasarkan persamaan ini, muatan listrik selalu merupakan perkalian integral dari e . Oleh karena itu, e juga merupakan kuantisasi muatan (Saslow, 2002a).

3.3 Potensial Listrik

Menurut (Saslow, 2002b) potensial listrik merupakan suatu medan skalar yang berhubungan secara langsung dengan medan listrik. Untuk mengkaji potensial listrik, perhitungan vektor sangat penting. Potensial listrik merupakan suatu fungsi posisi berupa fungsi skalar. Berdasarkan satuan internasional (SI), satuan beda potensial dan potensial listrik adalah joule per coulomb yang disebut volt (V).

$$1 \text{ V} = 1 \text{ J/C} \tag{3}$$

Jika kita menempatkan muatan positif pada suatu medan listrik dan melepaskannya, muatan positif akan menuju ke arah tertentu. Dengan pergerakan ini, energi kinetik muatan positif akan naik, dan energi potensial akan menurun. Pada bahasan tingkat atom dan inti, partikel yang memiliki muatan e , seperti proton dan elektron, bergerak dari perbedaan potensial yang jumlahnya dapat mencapai ribuan hingga jutaan volt. Karena energi memiliki dimensi muatan listrik yang dapat dimultiplikasi dengan potensial listrik, maka satuan energi ini didefinisikan sebagai satuan dasar e dan satuan volt. Definisi ini sangat bermanfaat dan dikenal dengan elektron volt (eV) (Mayergoyz and Lawson, 1997). Konversi satuan elektron volt dan satuan asal volt dituliskan dalam persamaan (4).

$$1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C.V} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J} \quad \text{.....} \quad (4)$$

3.4 Arus Listrik

Bagian sebelumnya telah menjelaskan tentang muatan yang dapat bergerak bebas maupun berikatan. Pada bagian ini, akan dibahas tentang arus listrik. Listrik merupakan suatu energi yang memegang peranan penting dalam kehidupan sehari-hari. Hampir semua sendi kehidupan membutuhkan energi listrik seperti lampu, pengisian daya baterai telepon seluler, lemari pendingin dan masih banyak lagi. Energi listrik dapat ditransfer dalam jarak yang cukup jauh. Karena itu, di negara kita terdapat beberapa jenis instalasi pembangkit listrik.

Perpindahan energi listrik selalu dimulai dari area yang memiliki beda potensial tinggi ke beda potensial rendah. Sebagai bentuk analogi, perpindahan energi listrik dimodelkan sebagai suatu peristiwa transfer yang terjadi antara dua bulatan. Bulatan-bulatan ini bersentuhan dan muatan akan mengalir dari bulatan yang memiliki beda potensial tinggi ke bulatan dengan beda potensial rendah. Aliran muatan ini akan terus berlangsung hingga beda potensial pada kedua bulatan menjadi setara. Aliran muatan yang bergerak ini merupakan arus listrik.

Muatan listrik akan mengalami suatu gaya jika berada dalam suatu medan listrik. Jika muatan ini dapat bergerak bebas, maka pergerakannya akan berkontribusi pada arus listrik. Di alam

semesta, partikel bermuatan ditemukan pada suatu lapisan atmosfer yang dikenal dengan nama ionosfer. Namun, pada atom dan molekul, proton dan elektron saling berikatan menyebabkan mereka tidak bebas bergerak. Materi padat yang tersusun atas banyaknya molekul, keadaannya bahkan tidak memungkinkan muatan untuk bergerak karena molekul yang tersusun rapat. Pada jenis material logam, jika berada dalam suatu medan listrik, elektron dengan mudah berpindah. Hal ini karena adanya lautan elektron sebagai ciri khas material logam (Bretschneider and de Weille, 2006).

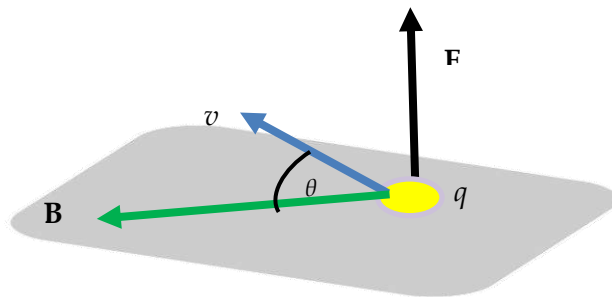
3.5 Muatan Berpindah

Listrik dan magnet telah dikenal kehadirannya kurang lebih 2000 tahun. Tetapi, baru pada tahun 1820, diketahui bahwa listrik dan magnet merupakan dua hal yang sangat berhubungan. Fisikawan Hans Cristian Oersted yang menghadiri pertemuan ilmiah tentang demonstrasi kompas magnetik, pada musim panas tahun 1820, memperhatikan detail pembelokan arus pada kawat lurus yang berdekatan dengan jarum kompas magnetik. Setelah investigasi mendalam, Oersted menemukan bahwa ketika arus listrik semakin besar dan jarum kompas cukup dekat dengan suatu kawat lurus, arah arus berbelok berlawanan arah dengan orientasi jarum pada kompas magnet. Pembelokan arus meningkat dengan naiknya arus listrik atau semakin dekatnya jarum kompas dengan kawat. Sehingga, oleh Oersted, disimpulkan bahwa muatan bergerak atau arus dapat menghasilkan medan magnet pada sistem di sekitarnya (Armstrong and Teo, 2020). Berkenaan dengan temuan Oersted pada tahun 1820 ini, sejumlah penelitian dilakukan. Pada 1864, James Maxwell menyatakan bahwa kelistrikan dan kemagnetan merupakan satu kesatuan. Dengan dasar ini, Maxwell pun mengetahui bahwa cahaya merupakan gelombang elektromagnetik. Penemuan lain yang sejalan antara lain gelombang radio oleh Hertz. Sehingga, penemuan ini selanjutnya diproduksi oleh J. C. Bose dan G. Marconi pada akhir abad ke-19 (Saslow, 2002c).

3.6 Medan Magnet

Berdasarkan temuan Oersted (Stump, 2004), medan magnet dapat dihasilkan dengan hadirnya muatan bergerak sebagaimana yang dijelaskan pada bagian sebelumnya. Magnet dalam kehidupan sehari-hari telah meluas pemanfaatannya. Sebagai contoh magnet pada lemari pendingin serta bagian kumparan yang membelokkan berkas elektron pada suatu monitor. Magnet juga dimanfaatkan sebagai penyimpanan *disk drive* komputer. Sedangkan di bidang kesehatan, magnet berperan penting dalam foto pencitraan pada alat kesehatan MRI (Whites, 2005) (Stoker, 2009). Pada bagian ini akan dibahas lebih lanjut tentang magnet.

Medan magnet terdiri atas dua kutub yaitu utara dan selatan. Terdapat interaksi menarik yang terjadi ketika bagian kutub dari suatu magnet didekatkan. Jika kutub yang senama (utara-utara) didekatkan, maka akan terjadi gaya saling tolak-menolak. Namun, jika kutub tak senama (utara-selatan) didekatkan, akan terjadi gaya saling tarik-menarik. Fenomena ini benar-benar serupa dengan benda yang memiliki dua muatan (muatan positif dan negatif) (Stoker, 2009).



Gambar 3.1. Arah gaya magnet

Definisi medan magnet dinyatakan dalam tiga hal yaitu kecepatan partikel bermuatan, muatan listrik dan gaya magnet. Hubungan ketiganya terhadap medan magnet dapat dijelaskan melalui Gambar 13. yang merupakan peristiwa pergerakan partikel bermuatan q dengan suatu kecepatan v . Berdasarkan hasil

penelitian, diketahui bahwa besarnya gaya magnet F sebanding dengan besaran muatan q dan kecepatan perpindahan suatu partikel bermuatan sebesar v . Sedangkan, magnitudo dan arah dari gaya magnet F bergantung pada medan magnet B dan kecepatan partikel bermuatan sebesar v . Tetapi gaya magnet sebesar F akan hilang jika medan magnet sebesar B paralel dengan kecepatan partikel bermuatan sebesar v . Ketika perpindahan partikel bermuatan ini membentuk suatu sudut sebesar θ terhadap arah medan magnet yang sebesar B , maka arah gaya magnet akan tegak lurus dengan permukaan dimana partikel bermuatan ini bergerak. Fenomena tegak lurus ini dibentuk oleh kecepatan partikel bermuatan sebesar v dan medan magnet sebesar B . Selanjutnya, ketika posisi partikel bermuatan diubah dari yang bermuatan positif ke bermuatan negatif, arah gaya magnet juga akan berkebalikan. Berdasarkan gambaran tersebut, diperoleh suatu persamaan (5).

$$F = q \, v \times B \qquad \dots\dots\dots (5)$$

Sesuai dengan persamaan (5), yang dihitung secara integral, dapat diimplikasikan bahwa selama perpindahan partikel bermuatan yang diakselerasi oleh gaya magnet, tidak ada perubahan energi yang dihitung. Selama peristiwa ini, hanya terjadi perubahan arah perpindahan partikel bermuatan (Arfken et al., 1984).

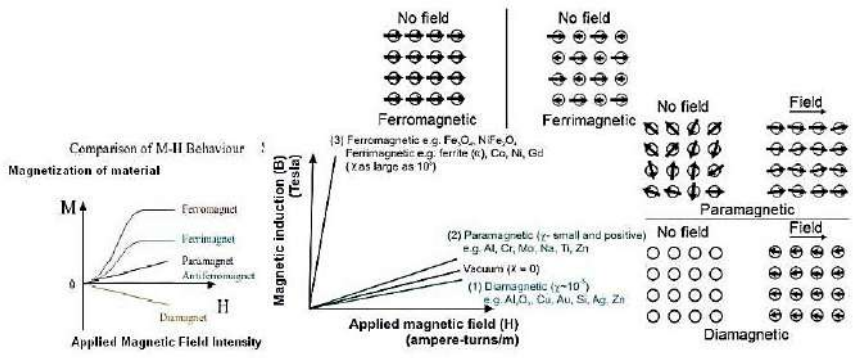
3.6.1 Kekuatan Magnet

Jenis material memiliki sifat kemagnetan yang dapat bervariasi. Material tersebut dapat saja memiliki sifat kemagnetan ketika ditempatkan atau didekatkan dengan suatu medan magnet. Peristiwa ini dinamakan magnetisasi. Jika sumber medan magnet di sekitar material tersebut dihilangkan, maka magnetisasi berhenti. Magnetisasi merupakan medan vektor yang menyatakan kerapatan permanen dari momen dipol magnetik pada suatu material magnet. Berdasarkan analogi sifat kemagnetan, magnetisasi merupakan bentuk respons suatu material ketika berada dalam suatu medan magnet (Szymczak, 2005).

Momen magnet berkaitan erat dengan arus listrik yang dihasilkan dari pergerakan elektron dalam atom. Dapat juga berarti spin elektron dalam suatu inti. Terdapat dua jenis magnetisasi yaitu

magnetisasi makroskopik dan magnetisasi mikroskopik. Magnetisasi makroskopik merujuk pada semua penyelarasan magnetik pada suatu material dalam skala besar. Sedangkan magnetisasi mikroskopik berarti peristiwa magnetisasi pada skala mekanika kuantum yang efeknya menjadi signifikan pada tingkat monoatom dan tingkat elektroniknya (Moreno and Expósito, 2023).

Berdasarkan pola magnetisasi mikroskopik, setidaknya terdapat empat jenis magnetisasi pada suatu material, diamagnetik, paramagnetik, ferromagnetik dan anti ferromagnetik (ferrimagnetik). Material dimagnetik merupakan material yang tidak dapat tertarik jika didekatkan pada suatu medan magnet. Material ini memiliki jumlah elektron yang utuh berpasangan sebagaimana disajikan pada Gambar 3.2 dimana spin elektronnya (mengarah ke kiri) melawan arah medan magnet terdekat (mengarah ke kanan). Peristiwa ini akhirnya mengakibatkan momen magnetik selalu melawan medan magnet. Contoh material diamagnetik antara lain kayu, senyawa organik dan material superkonduktor (Boča, 1999).



Gambar 3.2. Perbedaan arah spin elektron pada ragam jenis material (Powar, 2017).

Material paramagnetik merupakan material yang sedikit tertarik pada medan magnet ketika didekatkan. Hampir semua unsur kimia dan beberapa senyawa merupakan contoh material paramagnetik. material paramagnetik pada suhu ruangan diantaranya logam kromium, tungsten, aluminium dan magnesium. Material paramagnetik pada Gambar 3.2, memiliki elektron tak

berpasangan (arah tak beraturan) yang ketika didekatkan dengan suatu medan magnet, arah spin elektron dapat selaras. Fenomena ini menyebabkan material magnetik dapat sedikit tertarik ke dalam medan magnet. Namun, ketika medan magnet dihilangkan, total magnetisasi material menjadi nol atau sifat kemagnetan menghilang (Saslow, 2002d) (Boča, 1999).

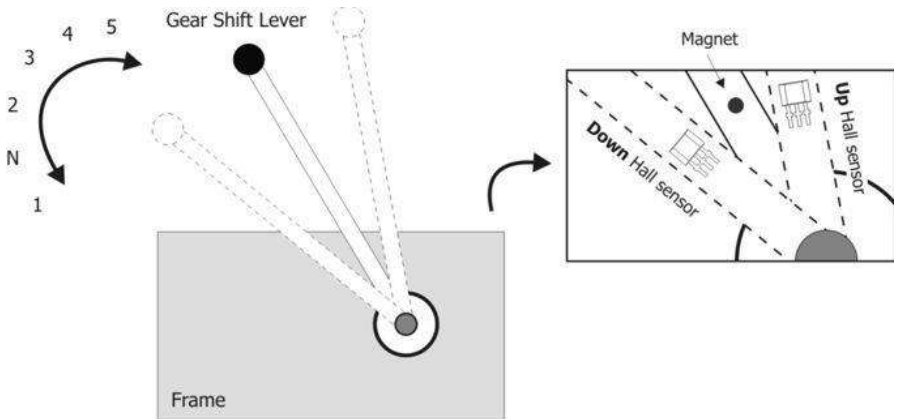
Material ferromagnetik pada Gambar 3.2 merupakan material yang sangat kuat tertarik ke dalam suatu medan magnet. Hal ini terjadi karena semua spin elektron dalam material tersebut telah mengarah paralel satu arah ke medan magnet. Berbeda dengan material paramagnetik, beberapa material ferromagnetik masih menunjukkan sifat kemagnetan walaupun medan magnet di sekitarnya telah dihilangkan. Kebanyakan material ferromagnetik adalah logam transisi dan logam tanah jarang (Moreno and Expósito, 2023).

Material ferrimagnetik juga merupakan material yang cukup kuat tertarik oleh medan magnet. Berbeda dengan material ferromagnetik, spin elektron pada material ferrimagnetik pada Gambar 3.2, saat berada pada medan magnet tidak semuanya mengarah paralel satu arah terhadap medan magnet. Separuh dari spin elektron pada material ferrimagnetik saling bertolak belakang dengan arah medan magnet. Contoh material/senyawa ferrimagnetik yaitu garam ferit (Saslow, 2002d).

3.6.2 Magnet dalam Kehidupan Sehari-hari

Material magnet telah memegang peranan penting dalam kehidupan sehari-hari. Melalui bagian ini, kita akan mengenal beberapa aplikasi magnet yang berkaitan dengan kehidupan sehari-hari. Pada dasarnya motor yang kita gunakan sebagai moda transportasi, memanfaatkan magnet dalam pengoperasiannya. Magnetnya berupa gear (Gambar 3.3) yang akan berputar dengan kehadiran listrik. Adanya aliran listrik pada motor menyebabkan pasangan magnet akan mendorong dan menarik kumparan kawat. Poros motor akan berputar seiring dengan berputarnya kawat kumparan (de Almeida and Greenberg, 2004). Putaran inilah yang akan menginisiasi semua pergerakan motor sebagai moda transportasi. Pengembangan lebih lanjut terkait magnet pada motor

yang dapat meningkatkan kecepatan perpindahan motor yang didesain dengan bodi yang besar dan berat telah dikembangkan (Aiso, Akatsu and Aoyama, 2021).

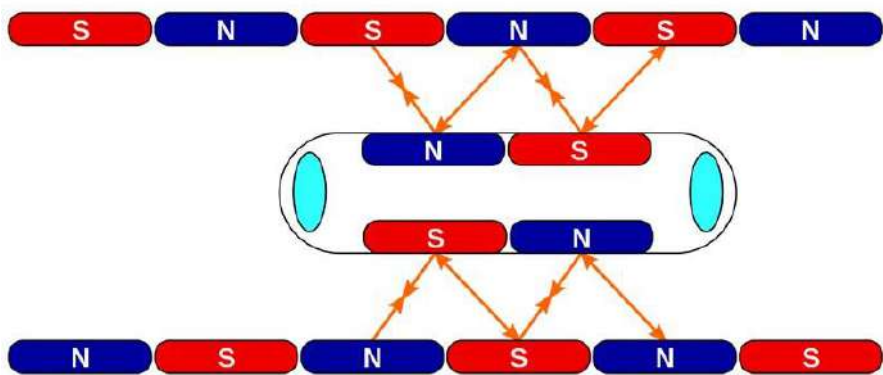


Gambar 3.3. Gear pada motor (<https://www.electronic-lab.com/project/motorcycle-universal-gear-indicator/>)

Peran magnet dalam *headphone* dan pengeras suara sangat krusial untuk produksi suara sebab interaksinya dengan kumparan suara untuk menciptakan gelombang suara. Pada *headphone* tradisional, magnet ditempatkan di dalam kepingan piringan yang dilengkapi kumparan suara. Kumparan suara akan bergerak secara aksial merepons sinyal audio dan akhirnya menghasilkan suara melalui diafragma (Poldy, 2006). Sejumlah penemuan terkait *headphone* dan pengeras suara telah dipatenkan yang dalam artian penelitian di topik ini memiliki nilai ekonomi yang cukup fantastis.

Kereta Maglev (*Magnetism Levitate*) atau kereta rel magnet (KRM) bergerak tanpa roda melainkan hanya memanfaatkan prinsip magnetisasi. Teknologi inovatif ini akhirnya menghilangkan fungsi utama roda sehingga perpindahan kereta menjadi lebih halus dan perjalanan menjadi lebih cepat sampai. Pada prinsipnya, kereta Maglev ditaruh setinggi 8 mm di atas lintasan untuk meminimalisasi gesekan dan memungkinkan kereta bergerak lebih cepat. Sistem suspensi kereta bertumpu pada elektromagnet yang menciptakan medan magnet menjadikan kereta melayang di atas rel. Kutub magnet yang menjadi landasan berfungsi sebagai stabilisator kereta.

Untuk menggerakkan kereta, digunakan motor linier yang terdiri atas bagian primer dan sekunder yang dipisahkan oleh celah udara. Pemantauan pergerakan kereta dilakukan secara daring dengan mengevaluasi beragam parameter seperti celah suspensi, getaran dan identifikasi masalah operasional. Pada kondisi darurat seperti suspensi yang rusak, kereta akan dialihkan dengan menggunakan roda. Dengan demikian, jaminan keselamatan tetap terjaga (Lu et al., 2023).



Gambar 3.4. Ilustrasi lintasan dan kereta berdasarkan skema magnet (<https://www.skyfilabs.com/project-ideas/maglev-trains>)

Beberapa trayek kereta Maglev yang saat beroperasi masih sedikit dan belum ada di Indonesia. Trayek kereta Maglev dengan kecepatan tinggi baru dimiliki oleh kereta Shanghai Maglev. Sedangkan trayek kecepatan rendah saat ini dilayani oleh Kereta Changsha Maglev Express di China, Kereta Linimo di Jepang, dan Kereta Maglev Bandara Incheon di Korea Selatan.

DAFTAR PUSTAKA

- Aiso, K., Akatsu, K. and Aoyama, Y. (2021) 'A Novel Flux-Switching Magnetic Gear for High-Speed Motor Drive System', IEEE Transactions on Industrial Electronics, 68(6), pp. 4727–4736. Available at: <https://doi.org/10.1109/TIE.2020.2988230>.
- de Almeida, A. and Greenberg, S. (2004) 'Electric Motors', Encyclopedia of Energy, pp. 191–201. Available at: <https://doi.org/10.1016/B0-12-176480-X/00096-6>.
- Arfken, G.B. et al. (1984) 'MAGNETISM AND THE MAGNETIC FIELD', University Physics, pp. 602–627. Available at: <https://doi.org/10.1016/B978-0-12-059860-1.50037-0>.
- Armstrong, F. and Teo, W. (2020) 'Electricity and magnetism', Anaesthesia and Intensive Care Medicine. Elsevier Ltd, pp. 252–255. Available at: <https://doi.org/10.1016/j.mpaic.2020.02.010>.
- Bishop, O. (2001) 'Electrons and electricity', Understand Electronics, pp. 1–11. Available at: <https://doi.org/10.1016/B978-075065319-0/50002-1>.
- Boča, R. (1999) 'Types of Magnetic Materials', Current Methods in Inorganic Chemistry, 1(C), pp. 345–370. Available at: [https://doi.org/10.1016/S1873-0418\(99\)80008-6](https://doi.org/10.1016/S1873-0418(99)80008-6).
- Bretschneider, F. and de Weille, J.R. (2006) 'Electricity', Introduction to Electrophysiological Methods and Instrumentation, pp. 1–33. Available at: <https://doi.org/10.1016/B978-012370588-4/50060-9>.
- Coey, J.M.D. and Mazaleyrat, F. (2024) 'History of magnetism', Encyclopedia of Condensed Matter Physics, pp. 1–17. Available at: <https://doi.org/10.1016/B978-0-323-90800-9.00155-4>.
- Kurra, N. and Jiang, Q. (2022) 'Supercapacitors', Storing Energy: with Special Reference to Renewable Energy Sources, pp. 383–417. Available at: <https://doi.org/10.1016/B978-0-12-824510-1.00017-9>.

- Lu, Y. et al. (2023) Online Monitoring System for Short Stator Maglev Train. Available at: <https://doi.org/10.12783/shm2023/36765>.
- Mayergoyz, I.D. and Lawson, W. (1997) 'Basic Circuit Variables and Elements', Basic Electric Circuit Theory, pp. 1–32. Available at: <https://doi.org/10.1016/B978-0-08-057228-4.50005-7>.
- Moreno, J.R. and Expósito, A.D. (2023) 'Magnetic materials', Encyclopedia of Electrical and Electronic Power Engineering: Volumes 1-3, 1, pp. 206–218. Available at: <https://doi.org/10.1016/B978-0-12-821204-2.00036-2>.
- Nye, D.E. (2004) 'Electricity Use, History of', Encyclopedia of Energy, pp. 177–190. Available at: <https://doi.org/10.1016/B0-12-176480-X/00047-4>.
- Poldy, C. (2006) 'Headphone Fundamentals and Comparison with Loudspeaker', in Tutorial AES. Paris.
- Powar, P. V. (2017) 'DEVELOPMENT STATUS IN THE MEADOW OF NANOSTRUCTURE MAGNETIC DRUG DELIVERY SYSTEM AND ITS PROMISING APPLICATIONS', International Journal of Pharmacy and Pharmaceutical Sciences, 9(12), p. 10. Available at: <https://doi.org/10.22159/ijpps.2017v9i12.21544>.
- Priest, J. (2004) 'Electrical Energy and Power', Encyclopedia of Energy, pp. 157–164. Available at: <https://doi.org/10.1016/B0-12-176480-X/00080-2>.
- Saslow, W.M. (2002a) 'A History of Electricity and Magnetism, to Conservation of Charge', Electricity, Magnetism, and Light, pp. 39–79. Available at: <https://doi.org/10.1016/B978-012619455-5.50001-2>.
- Saslow, W.M. (2002b) 'Electrical Potential Energy and Electrical Potential', Electricity, Magnetism, and Light, pp. 184–226. Available at: <https://doi.org/10.1016/B978-012619455-5.50005-X>.
- Saslow, W.M. (2002c) 'How Electric Currents Interact with Magnetic Fields', Electricity, Magnetism, and Light, pp. 419–459. Available at: <https://doi.org/10.1016/B978-012619455-5.50010-3>.

- Saslow, W.M. (2002d) 'The Magnetism of Magnets', *Electricity, Magnetism, and Light*, pp. 384–418. Available at: <https://doi.org/10.1016/B978-012619455-5.50009-7>.
- Stoker, M.R. (2009) 'Electricity and magnetism', *Anaesthesia and Intensive Care Medicine*, pp. 62–64. Available at: <https://doi.org/10.1016/j.mpaic.2008.11.013>.
- Stump, D.R. (2004) 'Electromagnetism', *Encyclopedia of Energy*, pp. 319–328. Available at: <https://doi.org/10.1016/B0-12-176480-X/00081-4>.
- Szymczak, H. (2005) 'Magnetic Materials and Applications', *Encyclopedia of Condensed Matter Physics*, pp. 78–84. Available at: <https://doi.org/10.1016/B978-0-323-90800-9.00284-5>.
- Whites, K.W. (2005) 'Magnetostatics', *The Electrical Engineering Handbook*, pp. 479–497. Available at: <https://doi.org/10.1016/B978-012170960-0/50037-2>.

BAB 4

KONFIGURASI ELEKTRON

Oleh Waode Rustiah

4.1 Pendahuluan

Istilah "konfigurasi elektron" mengacu pada susunan elektron yang ada di dalam atom. Pada kenyataannya, elektron adalah partikel bermuatan negatif yang berputar di sekitar inti atom. Dalam gambaran sederhana, inti atom dan elektron digambarkan sebagai planet yang berputar di sekitar Matahari.

Dalam teori mekanika kuantum, salah satu partikel yang digunakan adalah sel-sel tubuh manusia. Konfigurasi elektron adalah cara paling mudah untuk menunjukkan di mana semua elektron dalam atom tertentu berada. Seperti yang kita ketahui, proton dengan muatan positif di inti atom cenderung menarik elektron dengan muatan negatif ke arahnya, yang berarti semua elektron menempel pada atom. Di sisi lain, muatan negatif antar elektron mengalami gaya tolak-menolak, yang menyebabkan elektron tersebar dengan teratur di sekitar inti atom.

Di tempat lain, penyebaran elektron membentuk struktur geometris yang dikenal sebagai orbital. Orbital menunjukkan area yang memiliki elektron di luar inti tetapi tetap ada, sehingga orbital adalah tempat elektron akan berada. Dalam situasi di mana dua elektron dari satu atom membentuk ikatan dengan atom lain, mereka dapat berinteraksi satu sama lain dalam orbital masing-masing atom. Itu terjadi ketika ikatan kovalen.

4.2 Pengertian Konfigurasi Elektron

Menurut teori atom, susunan elektron disekitar inti atom disebut konfigurasi elektron. Menurut teori ini, keberadaan elektron berada di berbagai tingkat, dimulai dengan kulit K, yang paling dekat dengan inti, hingga kulit tujuh Q, yang paling jauh dari inti. Akibatnya, model mekanika kuantum, yang

menunjukkan orbital elektron dalam suatu atom dengan empat jenis kulit, meningkatkan konfigurasi elektron.

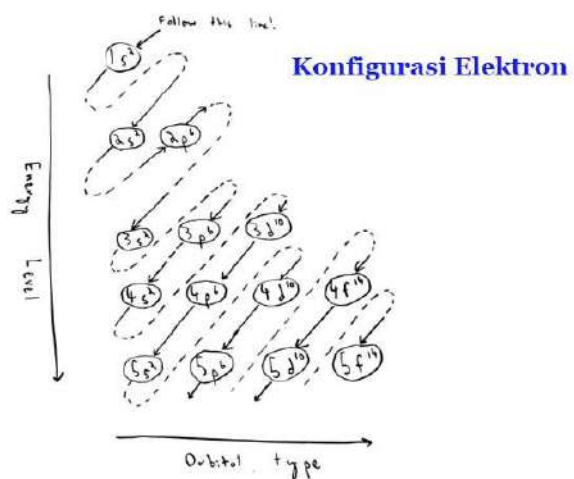
Sangat penting untuk diingat bahwa dalam teori lama, natrium memiliki konfigurasi elektron 2 8 1, dengan masing-masing elektron di kulit K L M. Namun, dalam teori mekanika kuantum yang baru, nathrium memiliki konfigurasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

Tingkat energi subkulit s dan p ditunjukkan di depan, tetapi subkulit s dan p masing-masing memiliki kapasitas terbesar untuk menampung elektron. Misalnya, subkulit s dapat menampung 2 elektron, subkulit p menampung 6 elektron, subkulit d menampung 10 elektron, dan subkulit f dapat menampung 14 elektron.

4.3 Cara Menentukan Konfigurasi Elektron

Tabel urutan konfigurasi elektron adalah metode termudah untuk membuat konfigurasi elektron dari setiap atom yang diberikan. Tabel ini mudah diingat dan memungkinkan Anda membuat konfigurasi elektron dari setiap atom yang diberikan, dengan tentu saja menggunakan prinsip jumlah subkulit tertinggi yang dapat ditempati oleh elektron.

Konfigurasi elektron dapat diidentifikasi dengan bantuan tabel berikut:



Gambar 4.1. Cara Menentukan Konfigurasi Elektron

Untuk menggunakan tabel ini, Anda hanya perlu mengurutkan sesuai anak panah hingga jumlah elektron dalam atom habis. Setelah Anda menggambar tabel bantuan, Anda hanya perlu mengikuti anak panah dari atas, yang berarti Anda harus mengikuti orbital 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, dll.

Aturan yang membatasi jumlah elektron yang dapat ditempatkan di setiap orbital harus dipatuhi saat mengurutkan orbital yang digunakan.

Berada di atas huruf yang menunjukkan orbital atau di posisi superskrip, mengandung elektron dalam jumlah tertinggi dari tiap orbital sampai jumlah elektron total dari atom sama.

Untuk menemukan orbital atom tembaga (Cu) yang memiliki 29 elektron, Anda pertama-tama harus melihat tabel untuk membantu membuat konfigurasi elektron. Kemudian, Anda menuliskan konfigurasi elektronnya dari orbital pertama dengan jumlah elektron yang menempatinnya.

Konfigurasi Cu menghasilkan 29 angka jika kita menghitung semua angka di posisi superskrip yang menunjukkan jumlah elektron. Jumlah ini sebanding dengan jumlah elektron yang ada pada Cu.

Cara yang sama juga dapat digunakan untuk mengetahui orbital atom sebagai ion. Dalam kondisi ion, suatu atom kehilangan 2 elektron jika ion bermuatan $2+$, dan menambah 1 elektron jika ion bermuatan $1-$.

4.4 Aturan Dalam Konfigurasi Elektron

Penulisan konfigurasi elektron mengacu pada beberapa aturan berikut.

4.4.1 Prinsip Aufbau

Prinsip ini mengatakan bahwa setiap subkulit memiliki jumlah elektron terbesar yang dapat diisikan. Oleh karena itu, pengisian elektron harus dimulai dari subkulit dengan tingkat energi paling rendah. Berikut adalah aturan yang digunakan untuk mengkonfigurasi konstruksi:

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

Gambar 4.2. Diagram Tingkat Energi Menurut Asas Aufbau

Untuk mempermudah pembuatannya, Anda dapat menggunakan tabel yang telah diberikan sebelumnya karena memiliki urutan yang sama.

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

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

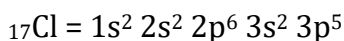
Gambar 4.3. Urutan Tingkat Energi Subkulit

Gambar 4.3 menunjukkan bahwa pengisian dimulai dengan $1s^2$, diikuti oleh $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, dan sebagainya. Karena orbital s menunjukkan batas elektron tertingginya, orbital p memiliki pangkat tertinggi 6, dan demikian seterusnya.

Perhatikan contoh berikut.

Tentukan konfigurasi elektron ^{17}Cl !

Pembahasan:

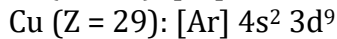
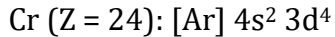


Menurut aturan ini, pengisian elektron harus dimulai pada tingkat energi yang paling rendah sebelum mencapai tingkat energi yang lebih tinggi; dengan kata lain, orbital dengan tingkat energi yang paling rendah harus dipenuhi terlebih dahulu.

Salah satu pengecualian adalah orbital 4s, yang ternyata memiliki energi yang lebih rendah daripada orbital 3d. Ini

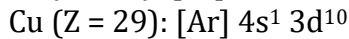
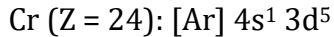
terjadi karena energi orbital 3d lebih tinggi daripada orbital 4s karena elektron lebih sering berada di dekat inti, sehingga mereka saling menolak lebih kuat. Untuk menunjukkan hal ini, dua unsur pertama dari empat puluh unsur, Cu dan Cr, memenuhi aturan Afbau dan seharusnya memiliki konfigurasi elektron seperti yang ditunjukkan di bawah ini.

Konfigurasi Elektron:



Terdapat sedikit perbedaan di beberapa subkulit terluar elektron untuk menentukan konfigurasi elektron sebenarnya.

Konfigurasi Elektron:



Elektron berpindah dari orbital 3d ke orbital 4s karena perpindahan ke orbital 3d akan meningkatkan kestabilan unsur. Ini terjadi meskipun orbital 3d memiliki energi yang lebih besar.

4.4.2 Larangan Pauli

Niels Bohr mengajukan teori pada sekitar tahun 1923 bahwa periodisitas pada sifat-sifat unsur kimia dapat dijelaskan oleh struktur elektronik atom yang terkait, yang menjadi awal dari konfigurasi elektron. Teori ini didasarkan pada model atom Bohr, yang sangat berbeda dari teori saat ini, dan salah satu kelemahan teori konfigurasi elektron Bohr adalah bahwa dia tidak dapat menjelaskan perubahan spektra atom dalam medan magnet, yang membuatnya tidak dapat digunakan. Setelah itu, Wolfgang Pauli menganalisis sistem ini dan membuat teori larangan Pauli.

Ilmuwan Austria Wolfgang Pauli menemukan Larangan Pauli pada tahun 1962. Larangan ini menyatakan bahwa setiap atom tidak memiliki elektron dengan bilangan kuantum yang sama. Selain itu, jika dua elektron berada di orbital yang sama, spin mereka pasti akan berbeda.

Menurut Wolfgang Pauli, setiap elektron memiliki empat kuantum unik. Oleh karena itu, jika dua elektron berada di orbital yang sama, masing-masing elektron akan memiliki kuantum putaran atau spin yang berbeda.

Menurut aturan larangan Pauli, tidak akan pernah ada dua elektron dengan jumlah kuantum empat angka yang sama. Meskipun angka kuantum pertama (n , l , dan m) dapat tetap sama, jumlah kuantum total tidak dapat sama karena satu kotak orbital dapat menampung hingga dua elektron yang bergerak saling berlawanan. Karena satu elektron berputar ke atas ($m_s = +1/2$) dan satu elektron berputar ke bawah ($m_s = -1/2$), orbital masing-masing subkulit hanya memiliki dua elektron karena larangan Pauli.

1. Subkulit s memiliki satu orbital yang dapat menampung dua elektron,
2. Subkulit p memiliki tiga orbital yang dapat menampung enam elektron,
3. Subkulit d memiliki lima orbital yang dapat menampung sepuluh elektron, dan
4. Subkulit f memiliki tujuh orbital yang dapat menampung empat belas elektron.

Misalnya, ada maksimal dua elektron pada subkulit $1s$. Kedua elektron ini memiliki kuantum utama, azimuth, dan magnetik yang sama, yaitu:

Kuantum Utama (n) = 1

Kuantum Azimut (l) = 0

Kuantum Magnetik (m) = 0

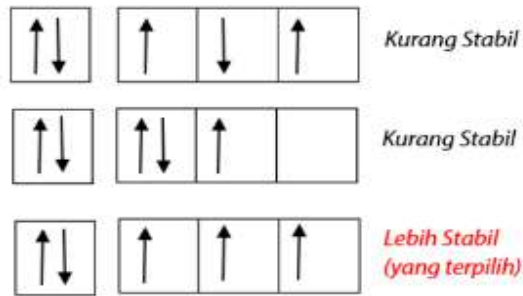
Namun, masing-masing elektron memiliki kuantum spin $+1/2$ dan $-1/2$.

4.4.3 Kaidah Hund

Ilmuwan Friedrich Hund mengusulkan Aturan Hund pada tahun 1930. Menurut seorang ilmuwan Jerman, pengisian elektron pada orbital dengan tingkat energi yang sama harus didistribusikan secara merata mulai dari elektron yang tidak berpasangan. Setelah semua orbital penuh dengan elektron yang tidak berpasangan,

elektron lain harus diisi dengan spin yang berbeda, yang menghasilkan pasangan elektron.

Kaidah Hund – Diagram Orbital untuk atom N:



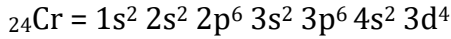
Gambar 4.4. Kaidah Hund

Konfigurasi elektron ditulis dalam bentuk diagram orbital untuk menunjukkan distribusi susunan elektron-elektron pada orbital-orbital subkulit. Dua anak panah berlawanan arah pada diagram orbital menunjukkan elektron yang mengisi orbital, dan jika orbital hanya memiliki satu elektron, anak panah yang ditulis harus mengarah ke atas.

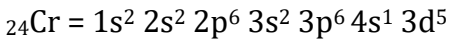
Aturan Hund bergantung pada data valin spektroskopi atom. Aturan ini mengatakan bahwa, sebelum memasukkan elektron lain ke orbital setengah penuh, proses pengisian elektron ke orbital pertama harus mengisi semua orbital dengan tingkat energi yang sama. Oleh karena itu, tidak boleh mengisi dua elektron langsung ke orbital yang sama.

4.4.4 Aturan Penuh/Setengah Penuh

Konfigurasi elektron penuh dan setengah penuh berlaku untuk konfigurasi elektron yang memiliki akhir, yaitu pada subkulit d. Aturan ini berkaitan dengan kestabilan unsur karena elektron pada beberapa unsur cenderung berpindah orbital untuk menghasilkan susunan elektron yang lebih stabil. Untuk ilustrasi, komponen ${}_{24}\text{Cr}$ berikut mengalami kondisi ini pada orbital d.



Unsur ${}_{24}\text{Cr}$ tidak akan stabil dalam konfigurasi seperti yang ditunjukkan di atas. Hanya jika orbital d terisi setengah penuh, atau 5 elektron, maka itu akan stabil. Oleh karena itu, aturan setengah penuh berikut digunakan untuk konfigurasinya.



Ternyata, untuk membuat unsur lebih stabil, salah satu elektron pada orbital s akan pindah ke orbital d.

4.5 Jenis Konfigurasi Elektron

4.5.1 Konfigurasi Kulit

Konfigurasi elektron adalah penempatan elektron di kulit atom dan subkulit atom. Definisi dasar dari konfigurasi elektron adalah berdasarkan kulit atom atau berdasarkan subkulit atom, dan hanya berlaku untuk elemen dari golongan IA hingga VIIIA.

Karena kulit K maksimum dapat menampung $2n^2$ elektron, kulit kedua disebut kulit L, dan seterusnya.

Kulit tertinggi berisi 8 elektron, kulit tertinggi M berisi 18 elektron, kulit tertinggi N berisi 32 elektron, dan kulit tertinggi O berisi 50 elektron.

Sebagai contoh, konfigurasi elektron berdasarkan kulit atom dapat ditulis sebagai berikut.

1. Masukkan elektron ke dalam kulit atom sesuai dengan daya tampung maksimumnya.
2. Jika elektron yang tersisa kurang dari 8, maka elektron sepenuhnya diisikan pada kulit atom berikutnya.
3. Jika elektron yang tersisa lebih dari atau sama dengan 8 tetapi kurang dari 18, maka 8 elektron diisikan pada kulit atom.
4. Jika elektron yang tersisa lebih dari atau sama dengan 18, maka elektron sepenuhnya diisikan pada kulit atom.
5. Jika elektron yang tersisa lebih dari atau sama dengan 18, maka elektron sepenuhnya diisikan pada kulit atom. Jika

elektron

Sebagai contoh, ${}_{20}\text{Ca} = 2\ 8\ 8\ 2$.

4.5.2 Konfigurasi Tingkat Energi

Pengisian elektron ke orbital selalu dimulai dari orbital dengan tingkat energi rendah dan berakhir di orbital dengan tingkat energi lebih tinggi, karena aturan ini menjamin bahwa atom berada pada tingkat energi terendah sehingga mereka dapat mencapai kondisi yang stabil.

Diagram tingkat energi menurut aturan Aufbau:

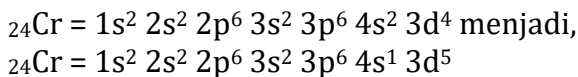


Gambar 4.5. Aturan Aufbau

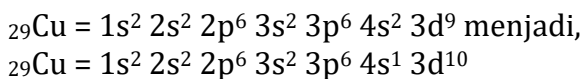
Urutan pengisian elektron berdasarkan diagram tingkat energi Aufbau di atas adalah sebagai berikut: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p.

4.5.3 Konfigurasi Kestabilan

Sifat ini adalah ciri hibridisasi elektron: "suatu elektron mempunyai kecenderungan untuk berpindah orbital apabila dapat membentuk susunan elektron yang lebih stabil untuk konfigurasi elektron yang berakhir pada sub kulit d berlaku aturan penuh setengah penuh." Untuk mendapatkan pemahaman yang lebih baik tentang teori ini, lihat contoh berikut.



Dari contoh, jelas bahwa ketika empat s diisi dengan dua elektron, tiga d akan kurang satu elektron untuk menjadi setengah penuh, dan elektron dari empat s akan berpindah ke tiga d. Hal yang sama berlaku ketika empat s diisi dengan satu elektron.

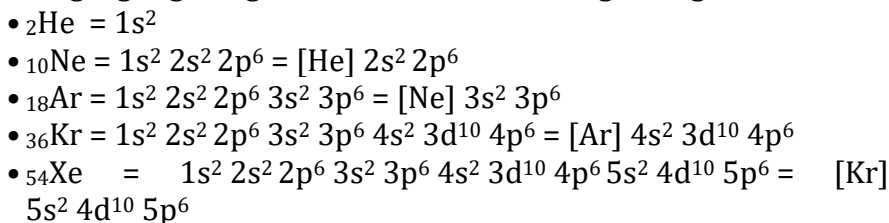


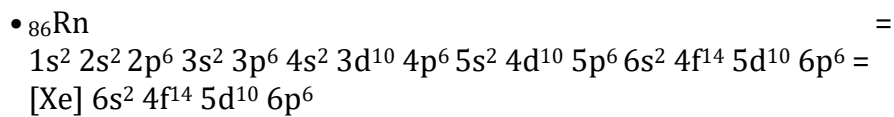
4.5.4 Konfigurasi Singkat (Gas Mulia)

Untuk menghemat waktu dan mengurangi kesalahan, konfigurasi elektron harus diubah. Untuk mencapai peningkatan ini, gas mulia yang sesuai digunakan untuk menggantikan sebagian konfigurasi electron. Setelah gas mulia ini ditulis dalam kurung siku, satu-satunya tugas kita adalah menulis elektron yang tersisa menggunakan aturan aufbau. Penyempurnaan ini sangat menguntungkan. Selain karena sangat efisien, menghitung bilangan kuantum lebih mudah karena hanya membutuhkan konfigurasi elektron terakhir. Selain itu, dalam menentukan elektron valensi.

Sebelum masuk ke aturan penyingkatan, kita akan melihat deretan subkulit setelah lambang gas mulia dan bagaimana mereka dinomori.

Gas mulia termasuk He (helium), Ne (neon), Ar (argon), Kr (kripton), Xe (xenon), dan Rn. Sulit bagi gas mulia untuk bereaksi dengan unsur lain karena kestabilannya yang tinggi sebagai gas golongan VIIIA. Ini adalah konfigurasi gas mulia.





DAFTAR PUSTAKA

- Wood, JH & Keenan, Fundamental of College Chemistry.
Keyser, Carl A, Material of Engeneering.
Lewis Waren K, Industyral Stochiometry.
Theodore L., Chemistry.
Tegart, W.J. Elements of Materials Science and Engineering, The
Macmillan Co. New York. 1986.

BAB 5

TEORI ATOM BOHR

Oleh Johnson Nune Naat

5.1 Pendahuluan

Pada awal abad ke-20, percobaan yang dilakukan oleh Ernest Rutherford menunjukkan bahwa atom terdiri dari awan difusi elektron bermuatan negatif yang mengelilingi inti kecil, padat, dan bermuatan positif. Berdasarkan data percobaan ini, fisikawan membayangkan model atom yang menyerupai sistem tata surya, di mana elektron-elektron mengorbit inti seperti planet mengorbit matahari. Namun, model keplanetan memiliki beberapa. Misalnya, hukum mekanika klasik memprediksi bahwa elektron akan melepaskan radiasi elektromagnetik saat mengorbit inti. Karena pelepasan energi ini, elektron akan kehilangan energi dan akhirnya jatuh ke inti. Ketika ini terjadi, frekuensi radiasi elektromagnetik yang dipancarkan akan berubah. Namun, percobaan pada akhir abad ke-19 menunjukkan bahwa loncatan buangan api listrik dalam gas bertekanan rendah di dalam tabung hampa menghasilkan cahaya (radiasi elektromagnetik) dengan frekuensi-frekuensi tetap yang diskret.

Model atom Bohr diusulkan oleh Neil Bohr pada tahun 1913. Model ini muncul dengan modifikasi model atom Rutherford. Teori Bohr memodifikasi model struktur atom dengan menjelaskan bahwa elektron bergerak pada orbital (kulit) yang tetap dan tidak berada di antara keduanya dan Bohr juga menjelaskan bahwa setiap orbit (kulit) mempunyai energi yang tetap. Rutherford menjelaskan inti atom dan Bohr memodifikasi model tersebut menjadi elektron dan tingkat energinya. Dalam bab ini akan dijelaskan beberapa point penting dari teori atom Bohr seperti: gagasan kunci model atom Bohr, model atom Bohr, spektrum atom hidrogen, spektrum emis dan absorpsi serta latihan-latihan soal.

5.2 Gagasan kunci model atom Bohr

Dua postulat kunci dari Bohr adalah:

1. Postulat 1 Bohr (Orbit Stasioner): Elektron dapat mengelilingi inti menurut lintasan berupa lingkaran tertentu tanpa memancarkan radiasi elektromagnetik. Lintasan berupa lingkaran tertentu ini mempunyai momentum anguler merupakan kelipatan bilangan bulat dari panjang gelombang de Broglie atau dinyatakan:

$$2\pi r = n \times \lambda \text{ de Broglie,} \quad (5.1)$$

Dimana $2\pi r = n h/mv$, sehingga:

$$mvr = n h/2\pi \quad (5.2)$$

n = bilangan kuantum utama dan harganya 1, 2, 3,

h = konstanta Planck = $6,63 \times 10^{-34}$ J.s.

Pada lintasan tertentu ini elektron bergerak mengelilingi intinya tanpa memancarkan energi, disebut orbit atau lintasan stasioner. Berdasarkan postulat 1 ini besarnya jari-jari lintasan elektron dalam atom dapat dihitung:

Panjang gelombang de Broglie untuk elektron adalah:

$$\lambda = \frac{h}{m v} \quad (5.3)$$

Dimana, v = kecepatan elektron sesuai dengan persamaan:

$$v = \frac{e}{\sqrt{4\pi\epsilon_0 m r}} \quad (5.4)$$

Menurut mekanika kuantum, suatu benda yang bergerak melingkar beraturan tidak kehilangan energi jika keliling lintasannya merupakan kelipatan bilangan bulat dari de Broglie. Jadi:

$$2\pi r = n \lambda \text{ de Broglie} \quad (5.5)$$

$$2\pi r = n \frac{h}{m v}$$

$$mvr = n = \frac{h}{m v}$$

Dengan mensubstitusikan Persamaan (5.4) ke dalam Persamaan (5.1), panjang gelombang orbit elektron adalah:

$$\lambda = \frac{h}{e} \sqrt{\frac{4\pi\epsilon_0 r}{m}} \quad (5.6)$$

Keliling orbit lingkaran berjari-jari r ialah $2\pi r$, jadi dapat kita tuliskan syarat kesetimbangan orbit adalah:

$$n\lambda = 2\pi r_n, n = 1, 2, 3... \quad (5.7)$$

r_n = jari-jari orbit yang mengandung panjang gelombang.

n = bilangan kuantum dari orbit.

Dengan mensubstitusikan Persamaan (5.2) ke dalam Persamaan (5.5), panjang gelombang elektron adalah:

$$\frac{nh}{e} \sqrt{\frac{4\pi\epsilon_0 r}{m}} = 2\pi r_n \quad (5.8)$$

sehingga jari-jari orbit elektron dalam atom Bohr adalah:

$$r_n = \frac{n^2 h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2} \quad n = 1, 2, 3, ... \quad (5.9)$$

Jari-jari orbit terdalam atau terkecil bila $n = 1$, disebut jari-jari Bohr dari atom hidrogen dan dinyatakan dengan lambang a_0 .

$$a_0 = r_1 = 5,292 \times 10^{-11} \text{ m} = 0,5292 \text{ \AA}$$

Jari-jari yang lain dapat dinyatakan dengan a_0

$$r_n = n^2 a_0$$

Sehingga jarak antara orbit yang berdekatan bertambah besar. Jadi, hanya jari-jari lintasan tertentu yang memenuhi Persamaan (5.7) yang memungkinkan elektron dapat mengorbit mengelilingi inti atom menurut lintasan lingkaran tanpa memancarkan gelombang elektromagnetik.

Postulat 2 Bohr (transisi elektron dan kuantisasi energi): Tiap-tiap lintasan elektron mempunyai tingkat energi sendiri-sendiri. Apabila elektron meloncat dari suatu lintasan yang tingkat energinya E ke lintasan yang tingkat energinya E' maka akan dipancarkan energi foton yang besarnya sama dengan hf .

$$E = E_n - E_1 = E_f$$

E_n = energi awal

E_1 = Energi akhir

f = Frekuensi radiasi yang dipancarkan atau diserap atom

h = tetapan Planck

Apabila $E_n > E_1$ energi tersebut dipancarkan, sebaliknya apabila $E_n < E_1$ energi tersebut diserap oleh atom. Jadi, menurut teori atom Bohr ini, elektron tidak terus-menerus memancarkan energi,

tetapi hanya memancarkan atau menyerap energi apabila elektron meloncat dari satu lintasan ke lintasan yang lain.

Energi elektron pada suatu lintasan dinyatakan dalam Persamaan:

$$E_n = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r_n} \quad (5.10)$$

Sedangkan jari-jari orbit dalam atom Bohr menurut Persamaan:

$$E_n = -\frac{n^2 h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2} \quad (5.11)$$

Dengan mensubstitusikan Persamaan (5.10) ke dalam Persamaan (6.11) maka tingkat energi dari atom hidrogen adalah:

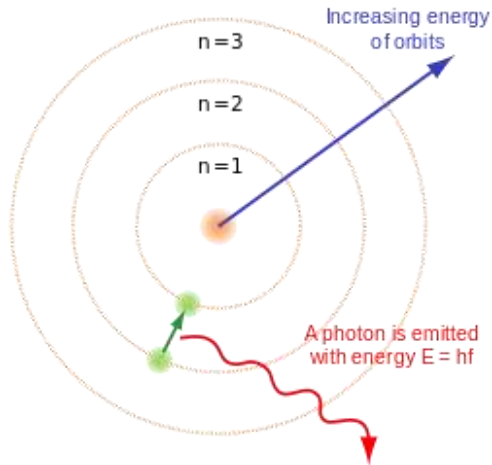
$$E_n = -\frac{me^2}{8\epsilon_0 h^2} \left(\frac{1}{n^2}\right) = \frac{E_1}{n^2} \quad n = 1, 2, 3, \quad (5.12).$$

5.3 Model Atom Bohr

Bohr menyatakan bahwa elektron-elektron hanya menempati orbit-orbit tertentu disekitar inti atom, yang masing-masing terkait sejumlah energi kelipatan dari suatu nilai kuantum dasar”.

Model Bohr dari atom hidrogen menggambarkan elektron-elektron bermuatan negatif yang mengorbit dalam lintasan tertentu mengelilingi inti atom yang bermuatan positif (Gambar 6.1). Saat elektron melompat dari satu orbit ke orbit lainnya, peristiwa ini selalu disertai dengan pemancaran atau penyerapan sejumlah energi elektromagnetik.

Menurut Bohr: *”ada aturan fisika kuantum yang hanya mengizinkan sejumlah tertentu elektron dalam tiap orbit. Hanya ada ruang untuk dua elektron dalam orbit terdekat dari inti.*



Gambar 5.1. Model Atom Bohr.

Model atom ini adalah pengembangan dari model puding prem (1904), model saturnian (1904), dan Model Rutherford (1911). Karena Model atom Bohr adalah pengembangan dari model atom Rutherford, banyak sumber menggabungkan kedua nama tersebut menjadi model Rutherford-Bohr. Keberhasilan utama model ini adalah kemampuannya menjelaskan formula Rydberg terkait garis-garis emisi spektral atom hidrogen. Meskipun formula Rydberg sudah dikenal secara eksperimental, ia tidak memiliki dasar teoritis sebelum model atom Bohr diperkenalkan. Model Bohr tidak hanya menjelaskan struktur formula Rydberg, tetapi juga memberikan justifikasi terhadap hasil empirisnya dalam hal konstanta fisika fundamental. Model Bohr adalah model primitif untuk atom hidrogen. Sebagai teori, model Bohr dapat dianggap sebagai pendekatan orde pertama untuk atom hidrogen dengan menggunakan mekanika kuantum yang lebih umum dan akurat. Oleh karena itu, model ini dapat dianggap usang. Namun, karena kesederhanaannya dan hasil yang tepat untuk sistem tertentu, model atom Bohr tetap diajarkan sebagai pengenalan terhadap mekanika kuantum.

Kelebihan Model Atom Bohr: *"Atom terdiri dari beberapa kulit untuk tempat berpindahnya elektron"*

Kelemahan Model Atom Bohr: *"tidak dapat menjelaskan efek Zeeman dan efek Stark dan tidak dapat menerangkan kejadian-*

kejadian dalam ikatan kimia dengan baik, pengaruh medan magnet terhadap atom-atom, dan spektrum atom yang berelektron lebih banyak”.

5.4 Spektrum Atom Hidrogen

Radiasi elektromagnetik dalam vakum, merambat dengan kecepatan konstan (c), sebesar $3,00 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}$. Intensitas gelombang adalah amplitudonya. Hasil kali frekuensi (ν) dan panjang gelombang (λ) sama dengan c .

$$c = \lambda \cdot \nu$$

Satuan SI untuk frekuensi adalah Hz; $1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1}$. Setiap zat jika dipanaskan atau dieksitasi dengan listrik dapat memberikan spektrum khas dengan memancarkan energi radiasi. Spektrum yang diperoleh dengan cara ini disebut spektrum emisi. Suatu benda yang panas keputihan seperti matahari atau lampu pijar memancarkan cahaya dari semua warna dan menghasilkan spektrum kontinu.

Atom dalam keadaan tereksitasi memancarkan cahaya dengan panjang gelombang tertentu dan menghasilkan spektrum garis. Garis spektrum menunjukkan sifat khas atom itu, jadi menunjukkan sifat khas unsur itu juga. Selain dari spektrum garis ada juga spektrum yang berupa pita. Spektrum pita adalah sifat khas molekul.

Bila radiasi elektromagnetik kontinu, misalnya cahaya putih melalui suatu zat, akan diabsorpsi. Suatu spektrum absorpsi dapat diperoleh jika radiasi kontinu melalui uap atom. Dari berkas sinar yang diteruskan ternyata bahwa ada panjang gelombang tertentu diserap (ketika elektron dieksitasi ke tingkat energi yang lebih tinggi). Spektrum absorpsi terlihat sebagai garis hitam di balik warna spektrum sinar tampak. Garis dalam spektrum absorpsi telah berimpit dalam spektrum emisi untuk unsur yang sama. Jumlah garis spektrum absorpsi lebih sedikit dari jumlah garis spektrum emisi sehingga mudah identifikasi.

Atom-atom hidrogen dapat menyerap radiasi kontinu yang dipancarkan matahari gambar spektrum absorpsi atom hidrogen diperoleh dengan cara memotret sinar matahari yang melalui sebuah prisma. Balmer (1895) menemukan bahwa garis-garis

spektrum hidrogen terdapat didaerah sinar tampak dengan panjang gelombang:

$\lambda = 6562,8 \quad 4861,3 \quad 4340,5 \quad 4101,7 \dots \dots \dots A$

Yang dapat dinyatakan dengan ungkapan dalam persamaan 5.13.

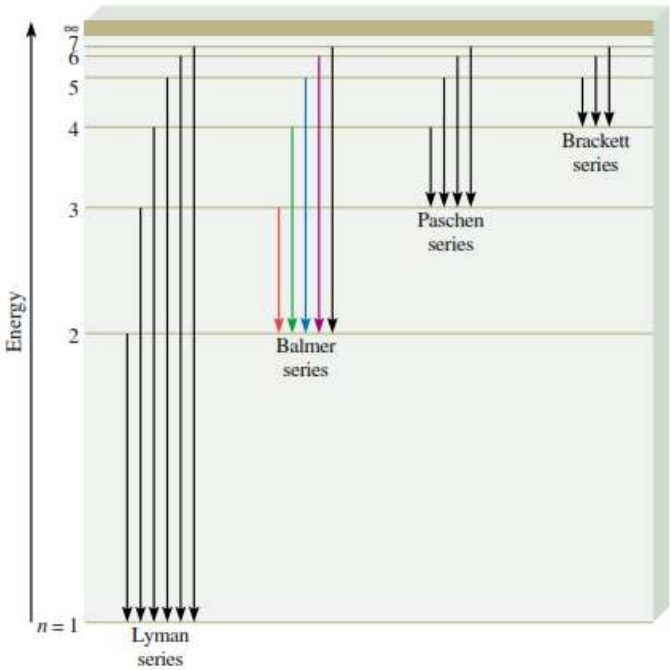
$$\frac{1}{\lambda} = \bar{\nu} = R(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2})cm^{-1} \tag{5.13}$$

Dengan λ ialah panjang gelombang dalam cm, $\bar{\nu}$ ialah bilangan gelombang dalam cm^{-1} dan R ialah tetapan Rydberg.

$R = \text{tetapan Rydberg} = 109677,76 \text{ cm}^{-1}$

$n = 3, 4, 5, 6, 7, \dots$

Selain deret garis spektrum yang terdapat didalam sinar tampak ditemukan deret yang lain di daerah ultraviolet dan infra merah, seperti ditampilkan dalam Gambar 5.2.



Gambar 5.2. Macam-macam deret transisi elektron dalam atom hidrogen

Deret-deret ini diberi nama sesuai dengan nama orang yang menemukannya. Oleh Ritz (1908) bilangan gelombangnya dinyatakan dengan selisih dua suku dalam Persamaan 5.14:

$$\frac{1}{\lambda} = \sigma \frac{R}{n_1^2} - \frac{R}{n_2^2} cm^{-1} \tag{5.14}$$

Ungkapan ini kini dikenal sebagai persamaan Rydberg, persamaan 6.15 yaitu:

$$\frac{1}{\lambda} = 109678 \text{ cm}^{-1} (\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}) \tag{5.15}$$

Dengan n_1 dan n_2 merupakan bilangan bulat dengan harga 1, 2, 3, 4,.....~ dan n_2 selalu lebih besar dari n_1 . Jika $n_1=1$, maka harga n_2 ialah 2, 3, 4,~ ,dan garis-garis ini termasuk deret Lyman dan terdapat didaerah ultraviolet. Untuk deret Balmer , $n_1= 2$ dan $n_2 = 2, 3, 4, \dots\dots\dots \sim$

Tabel 5.1. Spektrum atom hidrogen

Deret	n_1	n_2	Daerah
Lyman (1906)	1	2, 3, 4,	Ultraviolet
Balmer (1885)	2	3, 4, 5,	Tampak
Paschen (1908)	3	4, 5, 6,	Inframerah
Brackett (1922)	4	5, 6, 7,	Inframerah
Pfund (1925)	5	6, 7, 8,	Inframerah
Humphreys (1926)	6	7, 8, 9,	inframerah

Ion-ion seperti He^{2+} , Li^{2+} , dan Be^{3+} yang masing-masing mengandung satu elektron Memiliki spektrum mirip spektrum hidrogen dan dinyatakan dengan persamaan umum,

$$\frac{1}{\lambda} = Z^2 R (\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}) cm^{-1} \tag{5.16}$$

Dengan Z ialah nomor atom.

5.5 Spektrum Emisi dan Absorpsi

Spektrum emisi dan absorpsi adalah fenomena yang terjadi ketika atom atau molekul berinteraksi dengan radiasi elektromagnetik, seperti yang terlihat pada Gambar 6.4. Fenomena ini memberikan informasi penting tentang struktur atom dan molekul serta tentang berbagai proses fisika dan kimia yang terjadi di alam semesta. Teori spektrum emisi dan absorpsi terutama berkembang dari prinsip-prinsip yang diusulkan oleh Niels Bohr

dan mekanika kuantum. Prinsip dasar spektrum emisi dan absorpsi berkaitan dengan transisi elektron antara tingkat energi diskrit dalam atom atau molekul. Ketika elektron berpindah dari satu tingkat energi ke tingkat energi yang lain, energi dalam bentuk foton akan diserap atau dipancarkan. Panjang gelombang atau frekuensi foton ini terkait langsung dengan perbedaan energi antara dua tingkat energi tersebut.

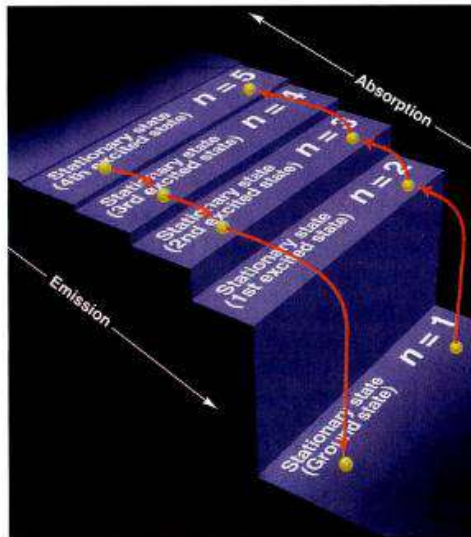
Spektrum Emisi

Spektrum emisi terjadi ketika elektron dalam atom atau molekul yang tereksitasi kembali ke tingkat energi yang lebih rendah, memancarkan energi dalam bentuk foton. Panjang gelombang dari foton yang dipancarkan menentukan garis-garis spektrum emisi yang dapat diamati (Gambar 5.4). Setiap elemen kimia memiliki spektrum emisi yang unik, yang dapat digunakan sebagai “sidik jari” untuk identifikasi elemen tersebut. Transisi elektron yang terjadi seperti:

1. Elektron berpindah dari tingkat energi tinggi (E_{tinggi}) ke tingkat energi rendah (E_{rendah}), Gambar 5.3)
2. Energi foton yang dipancarkan $E_{\text{foton}} = E_{\text{tinggi}} - E_{\text{rendah}}$
3. Panjang gelombang foton: $\lambda = \frac{hc}{E_{\text{foton}}}$

Contoh spektrum emisi hidrogen adalah:

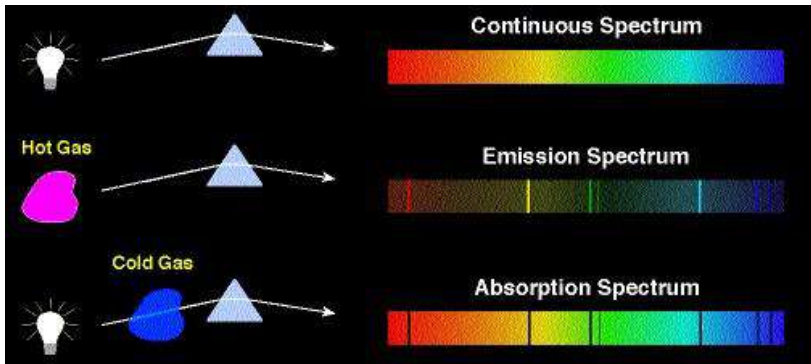
1. Seri Lyman: Transisi ke tingkat energi dasar ($n=1$) menghasilkan spektrum di wilayah ultraviolet.
2. Seri Balmer: Transisi ke tingkat energi kedua ($n=2$) menghasilkan spektrum di wilayah cahaya tampak.
3. Seri Paschen: Transisi ke tingkat energi ketiga ($n=3$) menghasilkan spektrum di wilayah inframerah.



Gambar 5.3. Analogi sebuah elektron dapat menyerap foton dan melompat ke “tingkat” yang lebih tinggi (keadaan stasioner) atau memancarkan foton dan melompat ke tingkat yang lebih rendah.
(Sumber: Silberberg, 2007)

Spektrum Absorpsi

Spektrum absorpsi terjadi ketika atom atau molekul menyerap energi dari foton dan elektron berpindah dari tingkat energi rendah ke tingkat energi yang lebih tinggi. Panjang gelombang dari foton yang diserap menentukan garis-garis spektrum absorpsi yang dapat diamati (Gambar 5.4). Spektrum absorpsi sering digunakan untuk mengidentifikasi komposisi materi dalam berbagai konteks, termasuk dalam astrofisika dan kimia analitik. Contoh spektrum absorpsi adalah ketika cahaya putih melewati gas hidrogen, elektron dalam atom hidrogen akan menyerap foton pada panjang gelombang tertentu, menghasilkan garis gelap pada spektrum kontinu cahaya putih. Garis-garis gelap ini sesuai dengan panjang gelombang spektrum emisi hidrogen.



Gambar 5.4. Contoh spektrum emisi dan adsorpsi

5.6 Soal-soal latihan

1. Hitung energi ionisasi hidrogen, jika garis-garis deret Lyman tereksitasi hingga pada panjang gelombang 90,1 nm. Konstanta Planck (h) = $6,63 \times 10^{-34}$ Js, kecepatan cahaya (c) = $2,99 \times 10^8$ ms⁻¹.

Jawaban:

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\text{Panjang gelombang } (\lambda) = 90,1 \text{ nm} = 9,01 \times 10^{-8} \text{ m}$$

$$\text{Energi (E)} = \frac{(6,63 \times 10^{-34} \text{ Js} \times 2,99 \times 10^8 \text{ ms}^{-1})}{9,01 \times 10^{-8} \text{ m}}$$

$$E = 2,17 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$$\text{Energi/mol} = 2,17 \times 10^{-18} \text{ J} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$\therefore \text{Energi/mol} = 1,308 \times 10^6 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\therefore \text{Energi} = 1308 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\text{Energi ionisasi hidrogen} = 1308 \text{ kJ mol}^{-1}$$

2. Berapa panjang gelombang foton yang dipancarkan selama transisi dari keadaan $n_i = 5$ ke keadaan $n_f = 2$ dalam atom hidrogen?.

Jawaban:

$n_f = 2$ menunjukkan garis spektra pada daerah Balmer, persamaan yang digunakan adalah:

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\Delta E = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{2^2} \right)$$

$$\Delta E = -4,58 \times 10^{-19} J$$

Tanda negatif menunjukkan bahwa energi yang dihasilkan terkait dengan proses emisi. Untuk menghitung panjang gelombang, maka dapat menghilangkan tanda minus untuk E karena panjang gelombangnya foton harus positif. Panjang gelombang foton:

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

$$\lambda = \frac{ch}{\Delta E}$$

$$\lambda = \frac{(3 \times 10^8 \text{ m/s})(6,63 \times 10^{-34} \text{ J s})}{\Delta E}$$

$$\lambda = 4,34 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda = 4,34 \times 10^{-7} \text{ m} \times \left(\frac{1 \times 10^9}{1 \text{ m}} \right)$$

$$\lambda = 434 \text{ nm}$$

Panjang gelombang yang dihasilkan berada di daerah sinar tampak.

3. Menurut teori Bohr, dua orbit yang diperbolehkan pada atom hidrogen memiliki jari-jari 52,918 dan 211,67 pm. Hitung: a. energi, b. frekuensi, dan c. panjang gelombang foton yang dipancarkan ketika elektron berpindah dari orbit terluar ke dalam dari kedua orbit tersebut.

Jawaban:

a. Energi:

$$E_2 = \frac{1,1536 \times 10^{-28} \text{ Jm}}{211,67 \times 10^{-12} \text{ Jm}} = -0,54500 \text{ aJ}$$

$$E_1 = \frac{1,1536 \times 10^{-28} \text{ Jm}}{52,918 \times 10^{-12} \text{ Jm}} = -2,1780 \text{ aJ}$$

b. Frekuensi:

$$\Delta E = -0,54500 \text{ aJ} - (-2,1780 \text{ aJ}) = 1,6330 \text{ aJ}$$

$$\nu = \frac{\Delta E}{h}$$

$$\nu = \frac{(1,6330 \times 10^{-18} \text{ J})}{(6,6262 \times 10^{-34} \text{ Js})} = 2,4645 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$\nu = 2,4645 \text{ PHz}$$

c. Panjang gelombang:

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

$$\lambda = \frac{2,99 \times 10^8 \text{ m/s}}{2,4645 \text{ PHz}}$$

$$\lambda = 2164 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda = 121,64 \text{ nm}$$

4. Hitung panjang gelombang cahaya yang dipancarkan ketika elektron dalam atom hidrogen mengalami transisi dari orbit $n = 3$ ke $n = 1$. Di daerah spektrum manakah letak garis spektrum ini dan milik seri apa?

Jawaban:

$$\frac{1}{\lambda} = 1.0975 \times 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1.0975 \times 10^7 \text{ m}^{-1} \left(1 - \frac{1}{9} \right)$$

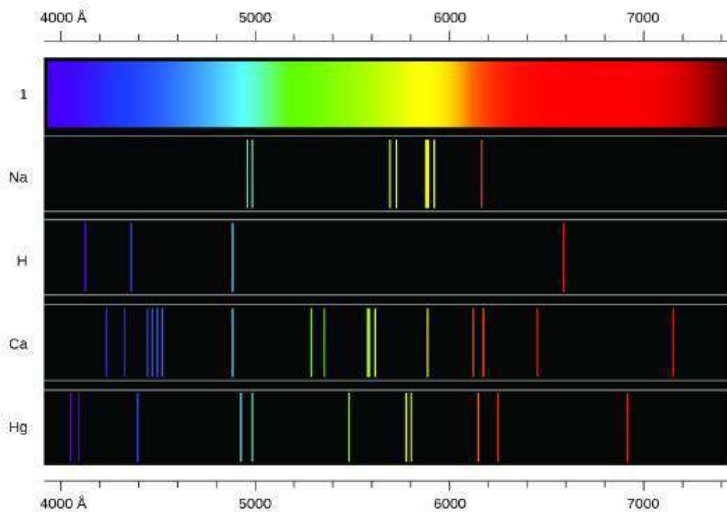
$$\frac{1}{\lambda} = 9,7547 \times 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = 102,51 \text{ nm}$$

Berdasarkan nilai panjang gelombang maka cahaya yang dipancarkan adalah baris kedua dalam deret Lyman dan terletak pada sinar ultraviolet jauh. Panjang gelombang yang ditentukan secara eksperimental adalah 102,573 nm.

5. Spektrum hidrogen dan kalsium ditunjukkan pada Gambar di bawah ini. Apa yang menyebabkan garis-garis pada spektrum ini?, mengapa warna garisnya berbeda? , dan berikan alasan pengamatan bahwa spektrum kalsium (Ca) lebih rumit daripada spektrum hidrogen (H).

Jawaban:



Keduanya melibatkan inti yang relatif berat dengan elektron yang bergerak mengelilinginya, meskipun model Bohr berfungsi untuk atom atau ion dengan satu elektron. Menurut mekanika klasik, model Rutherford memprediksi model “tata surya” dengan elektron yang bergerak mengelilingi inti dalam orbit melingkar atau elips yang terbatas pada bidang. Jika persyaratan teori elektromagnetik klasik bahwa elektron dalam orbit tersebut akan memancarkan radiasi elektromagnetik diabaikan, atom tersebut akan stabil, memiliki energi konstan dan momentum sudut, namun tidak akan memancarkan cahaya tampak (bertentangan dengan pengamatan). Jika teori elektromagnetik klasik diterapkan, maka atom Rutherford akan memancarkan radiasi elektromagnetik dengan frekuensi yang terus meningkat (bertentangan dengan spektrum diskrit yang diamati), sehingga kehilangan energi hingga atom tersebut runtuh dalam waktu yang sangat singkat (bertentangan dengan stabilitas jangka panjang yang diamati dari atom Rutherford). Model Bohr mempertahankan pandangan mekanika klasik tentang orbit melingkar yang terbatas pada bidang yang mempunyai energi konstan dan momentum sudut, namun membatasinya pada nilai terkuantisasi yang bergantung pada bilangan kuantum tunggal, n . Elektron yang mengorbit dalam

model Bohr diasumsikan tidak memancarkan radiasi elektromagnetik apa pun saat bergerak mengelilingi inti dalam orbit stasionernya, namun atom dapat memancarkan atau menyerap radiasi elektromagnetik ketika elektron berpindah dari satu orbit ke orbit lainnya. Karena orbitnya yang terkuantisasi, “lompatan kuantum” dan menghasilkan spektrum terpisah, sesuai dengan pengamatan.

6. Hitung energi dan jari-jari pada orbit pertama He^+ .

$$E_n = - \frac{(2,18 \times 10^{-18} \text{ J})Z^2}{n^2} \text{ atom}^{-1}$$

Untuk He^+ , $n = 1$, $Z = 2$

$$E_1 = - \frac{(2,18 \times 10^{-18} \text{ J})Z^2}{1^2}$$

$$E_1 = -8,72 \times 10^{-18} \text{ J}$$

Jari-jari orbit diberikan oleh persamaan:

$$r_n = \frac{(0,0529 \text{ nm})n^2}{Z}$$

Jika $n = 1$ dan $Z = 2$, maka:

$$r_n = \frac{(0,0529 \text{ nm})1^2}{2}$$

$$r = 0,02645 \text{ nm}$$

DAFTAR PUSTAKA

- Arief, A., Abdul Azis Abdullah, Yudyanto, Dwi Haryoto, Agus Suyudi.
2014. Fisika Dasar. Tangerang Selatan: Universitas Terbuka
- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C., & Woodward, P.
2017. Kimia: Ilmu Dasar. Jakarta: Penerbit Salemba.
- Brady, James E. 1999. Kimia Universitas Asas & Struktur Jilid 1, Edisi
Ke-5, Jakarta: Binarupa Aksara
- Chang, R. 2010. Chemistry 10th edition. New York: McGraw-Hill.
- Coles. 1996. Kimia Untuk Universitas. Jakarta: Rineka Cipta.
- Farah, M. H. 2019. Basic Chemistry Book (First Edition). United
States: Lulu Press, Inc
- Petrucchi, Ralph H. 1987. Kimia Dasar, Jilid 2, Cet. Ke4, terj. Suminar
Achmadi, Jakarta: Erlangga.
- Silberberg, Martin S. 2007. Principles of General Chemistry,
Published by McGraw-Hill.

BAB 6

KONFIGURASI ELEKTRON DARI UNSUR-UNSUR

Oleh Bambang Suhartawan

6.1 Pendahuluan

Konfigurasi elektron adalah cara menyusun elektron-elektron dalam suatu atom berdasarkan prinsip-prinsip mekanika kuantum (Yosi, 2017). Konfigurasi ini memberikan informasi tentang cara elektron-elektron terdistribusi dalam kulit-kulit atom. Konfigurasi elektron ditulis dalam bentuk urutan angka dan huruf yang mewakili kulit dan subkulit elektron (Devi, Masmiani and Syahrul, 2009).

Konfigurasi elektron unsur-unsur mengikuti prinsip-prinsip dasar mekanika kuantum dan aturan Hund. Konfigurasi elektron untuk suatu unsur menentukan cara di mana elektron-elektron diatur di sekitar inti atom (Kalsum and Devi, 2009). Setiap unsur dalam menempati tabel periodik unsur ditentukan oleh konfigurasi elektron yang dimiliki unsur tersebut dan mengikuti aturan Aufbau.

Aturan Aufbau adalah suatu prinsip dalam menentukan cara elektron mengisi orbital-orbital dalam atom. Ini membantu dalam merangkai konfigurasi elektron yang sesuai untuk unsur-unsur dalam tabel periodik. Aturan Aufbau melibatkan tiga prinsip utama: Prinsip Pauli, Aturan Hund, dan Aturan Aufbau itu sendiri.

1. Prinsip Pauli

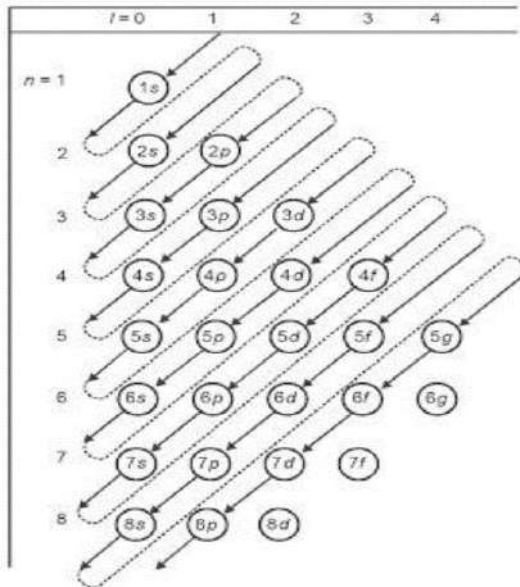
- a. Setiap orbital dapat diisi oleh maksimal dua elektron.
- b. Elektron-elektron dalam satu orbital harus memiliki spin berlawanan. Spin dapat dianggap sebagai arah putaran elektron, dan simbolnya adalah $\uparrow\uparrow$ untuk spin "atas" dan $\downarrow\downarrow$ untuk spin "bawah" (Erfan Priambodo, Nuryadi, 2009)

2. Aturan Hund

- Elektron akan mengisi orbital yang sama dengan spin tunggal sebelum memasukkan pasangan elektron ke dalam orbital yang sama (Suarsa, 2017).
- Ini berarti bahwa dalam suatu subkulit (seperti subkulit p pada tingkat energi n), elektron-elektron akan mengisi orbital-orbital secara terpisah dengan spin tunggal sebelum membentuk pasangan dengan spin berlawanan.

3. Aturan Aufbau

- Elektron akan mengisi orbital-orbital dengan energi yang lebih rendah terlebih dahulu sebelum bergerak ke orbital-orbital dengan energi yang lebih tinggi (Fadhilla, Tp and Si, 2019).
- Urutan pengisian orbital umumnya mengikuti urutan energi subkulit (misalnya, 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, dan seterusnya) (Myranthika, 2020).



Gambar 6.1. Pengisian elektron aturan Aufbau

- Contohnya, konfigurasi elektron karbon (C) dengan nomor atom 6 adalah: $1s^2 2s^2 2p^2$. Elektron pertama

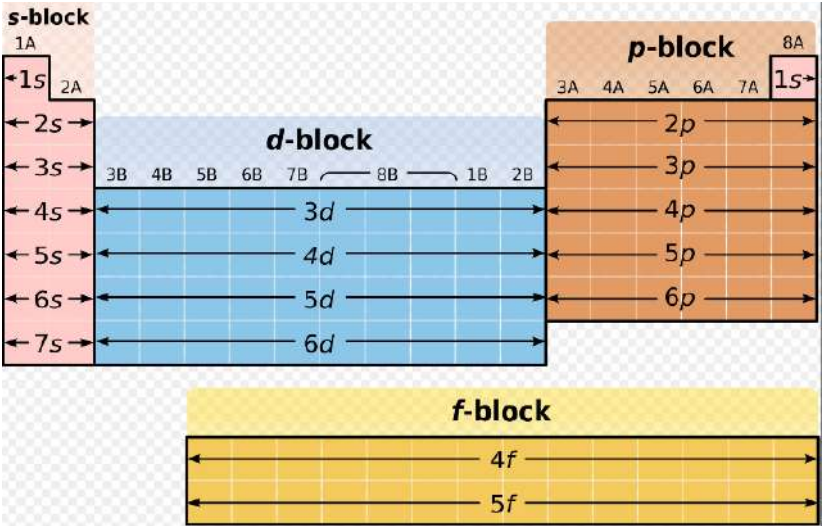
mengisi orbital 1s, kemudian dua elektron berikutnya mengisi orbital 2s, dan dua elektron berikutnya mengisi orbital 2p.

Dengan mengikuti Aturan Aufbau dan prinsip-prinsip terkaitnya, kita dapat menyusun konfigurasi elektron untuk unsur-unsur dalam tabel periodik dan memahami cara elektron mengisi orbital sesuai dengan energi orbital yang terkait.

Berikut adalah langkah-langkah umum untuk menentukan konfigurasi elektron:

1. Tentukan Jumlah Elektron: Ketahui jumlah total elektron pada unsur tersebut. Informasi ini dapat ditemukan di tabel periodik.
2. Penggunaan Aturan Aufbau, atau Prinsip Aufbau: Menurut aturan Aufbau, elektron akan mengisi energinya di orbital yang lebih rendah terlebih dahulu sebelum mengisi orbital yang lebih tinggi.
3. Gunakan Aturan Hund: Aturan Hund menyatakan bahwa saat elektron mengisi orbital, elektron akan mengisi orbital yang sama dengan spin yang sejajar sebelum mengisi orbital lain dengan spin yang berlawanan.
4. Isi Elektron sesuai Subkulit dan Orbital: Gunakan urutan orbital dan subkulit sebagai pedoman. Orbital subkulit dapat berupa s, p, d, atau f. Orbital subkulit s berbentuk sfera, sedangkan orbital subkulit p, d, dan f lebih kompleks. Subkulit s memiliki 1 orbital (hingga 2 elektron), subkulit p memiliki 3 orbital (hingga 6 elektron), subkulit d memiliki 5 orbital (hingga 10 elektron), dan subkulit f memiliki 7 orbital (hingga 14 elektron). elektron).

Letak sub kulit s, p, d dan f dalam tabel periodik unsur dapat dibagi menjadi 4 blok yaitu :



Gambar 6.2. Letak blok s, p, d dan f dalam Tabel Periodik Unsur

Sumber :
https://id.wikipedia.org/wiki/Konfigurasi_elektron#/media/Berkas:Periodik_Table_structure.svg

Sedangkan pembagian golongan dapat ditentukan dari jumlah dan orbital terakhir yang ditempati elektron.

Tabel 6.1. Letak orbital, jumlah elektron dan golongan unsur dalam Tabel Periodik

Orbital	Jumlah elektron	Golongan
s	1 - 2	IA - IIA
p	1 - 6	IIIA - VIIA
d	1 - 5	IIIB - VIIB
d	6 - 8	IIIB
f	1 - 14	Lantanida atau Aktinida

Secara lengkap tabel periodik unsur adalah :

The image displays a comprehensive periodic table of elements, titled "Periodic Table of the Elements". It is organized into rows and columns, with elements color-coded by groups. The table includes element symbols, atomic numbers, and names. Key features include the Lanthanide and Actinide series at the bottom, and a legend for element categories: Alkali metal, Alkaline earth, Transition metal, Inner transition, Semimetal, Nonmetal, Halogen, Noble gas, Lanthanide, and Actinide.

Gambar 6.3. Tabel Priodik Unsur

Sumber : <https://sciencenotes.org/periodik-table-pdf-2/>

6.2 Konfigurasi elektron atom unsur

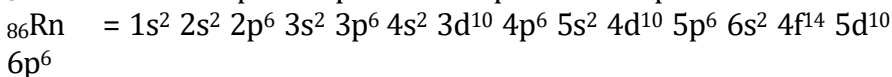
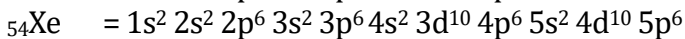
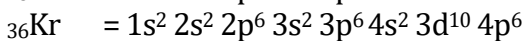
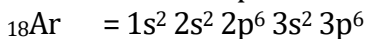
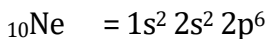
Konfigurasi elektron adalah susunan distribusi elektron dalam suatu atom atau molekul, yang menunjukkan jumlah elektron pada setiap sublevel (Myranthika, 2020). Setiap elektron dapat bergerak dalam suatu orbit. Konfigurasi elektron menjelaskan konsep ikatan kimia dan sifat laser dan semikonduktor, serta membantu Anda memahami struktur tabel periodik. Konfigurasi elektronik yang mendasarinya adalah model atom Bohr dan Model atom mekanika kuantum, yang digunakan untuk mendeskripsikan kulit dan subkulit.

Notasi yang digunakan oleh fisikawan dan kimiawan untuk menentukan susunan standar atom dan molekul menurut urutan orbital atomnya adalah: Tingkat energi pertama diwakili oleh 1s, yang kedua dengan 2s, yang ketiga dengan 2p, dan yang keempat dengan 3s. dan seterusnya.

Bilangan kuantum adalah bilangan dengan arti khusus yang menggambarkan keadaan sistem kuantum. Bilangan kuantum dapat

menggambarkan keadaan elektron dalam suatu atom. Mekanika kuantum menentukan serangkaian probabilitas untuk menemukan elektron yang disebut orbit. Ada empat bilangan kuantum: bilangan kuantum utama (n), azimut (atau momentum sudut) (l), dan magnet (m_l). Ketiga bilangan kuantum ini dapat menggambarkan tingkat energi orbital, ukuran, bentuk, dan orientasi distribusi probabilitas radial orbital atom. Angka keempat, bilangan kuantum spin (m_s), memberikan informasi tentang spin elektron pada orbitnya.

Konfigurasi elektron gas mulia dapat digunakan untuk menjelaskan konfigurasi elektron unsur lain dengan mudah. Gas mulia adalah unsur yang sangat stabil dan termasuk golongan VIIIA pada tabel periodik. Gas mulia terdiri dari He (helium), Ne (neon), Ar (argon), Kr (krypton), Xe (xenon), dan Rn (radon). Beberapa unsur ini ada di alam sebagai unsur monatomik. Alasan utama tingginya stabilitas gas mulia adalah konfigurasi elektroniknya. Di bawah ini adalah konfigurasi elektron lengkap dan notasi sederhana konfigurasi elektron unsur gas mulia.



Konfigurasi elektron gas mulia digunakan untuk menyederhanakan atau meringkas penulisan konfigurasi elektron unsur yang lain. Misalnya, penulisan elektron unsur ${}_{22}\text{Ti}$, penulisannya sebagai berikut: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ jika disederhanakan maka menjadi ${}_{22}\text{Ti} = [\text{Ar}] 4s^2 3d^2$

Tabel periodik unsur modern menyebutkan peningkatan nomor atom dan kesamaan sifat. Deret horizontal yang disebut periode menunjukkan kenaikan nomor atom, dan deret vertikal yang disebut golongan menunjukkan kesamaan sifat. (Utami *et al.*, 2009).

Berikut akan diuraikan konfigurasi elektron unsur-unsur dalam sistem periodik unsur :

1. Konfigurasi elektron unsur-unsur Alkali (IA)

Konfigurasi elektron unsur-unsur golongan alkali dapat dijelaskan sebagai berikut: Mereka memiliki jumlah elektron valensi yang sama, sehingga diklasifikasikan sebagai golongan IA dalam tabel periodik:

- **Lithium ($_3\text{Li}$):**
Konfigurasi elektron: $[\text{He}] 2s^1$
- **Sodium ($_{11}\text{Na}$):**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ne}] 3s^1$
- **Potassium ($_{19}\text{K}$):**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ar}] 4s^1$
- **Rubidium ($_{37}\text{Rb}$):**
Konfigurasi elektron: $[\text{Kr}] 5s^1$
- **Cesium ($_{55}\text{Cs}$):**
Konfigurasi elektron: $[\text{Xe}] 6s^1$
- **Francium ($_{87}\text{Fr}$):**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ra}] 7s^1$

Konfigurasi ini mengikuti aturan Aufbau dan aturan eksklusi Pauli. Golongan alkali memiliki satu elektron valensi pada kulit terluar, yang berada dalam subkulit s. Sifat-sifat kimia umumnya mirip karena elektron valensi ini mudah hilang, membentuk ion positif, sehingga unsur-unsur ini cenderung memiliki sifat logam alkali. Mereka adalah logam yang sangat reaktif dengan air dan oksigen.

2. Konfigurasi elektron unsur-unsur Alkali Tanah (IIA)

Golongan alkali tanah adalah golongan IIA dalam tabel periodik, dan unsur-unsur dalam golongan ini memiliki konfigurasi elektron yang mirip karena mereka memiliki jumlah elektron valensi yang sama.

Konfigurasi elektron untuk unsur-unsur golongan alkali tanah dapat dijelaskan sebagai berikut:

- **Beryllium ($_2\text{Be}$):**
Konfigurasi elektron: $[\text{He}] 2s^2$
- **Magnesium ($_{10}\text{Mg}$):**

Konfigurasi elektron: $[\text{Ne}] 3s^2$

- **Kalsium ($_{20}\text{Ca}$):**

Konfigurasi elektron: $[\text{Ar}] 4s^2$

- **Stronsium ($_{38}\text{Sr}$):**

Konfigurasi elektron: $[\text{Kr}] 5s^2$

- **Barium ($_{56}\text{Ba}$):**

Konfigurasi elektron: $[\text{Xe}] 6s^2$

- **Radium ($_{88}\text{Ra}$):**

Konfigurasi elektron: $[\text{Ra}] 7s^2$

Golongan alkali tanah juga memiliki pola konfigurasi elektron yang beraturan. Masing-masing unsur dalam golongan ini memiliki dua elektron valensi dalam subkulit s pada kulit terluar. Elektron valensi ini dapat dengan relatif mudah terlibat dalam reaksi kimia dan membentuk ion positif. Meskipun kurang reaktif daripada unsur-unsur golongan alkali (golongan 1), alkali tanah masih memiliki sifat kimia yang menunjukkan kecenderungan untuk membentuk senyawa yang melibatkan kehilangan dua elektron.

3. Konfigurasi elektron unsur-unsur Boron (IIIA)

Unsur-unsur golongan Boron disebut juga golongan IIIA adalah unsur-unsur yang memiliki konfigurasi elektron yang umumnya dapat dijelaskan menggunakan aturan konfigurasi elektron dasar. Untuk unsur-unsur golongan Boron, ini termasuk boron (B), aluminium (Al), gallium (Ga), indium (In), dan thallium (Tl).

Berikut adalah konfigurasi elektron untuk unsur-unsur golongan Boron:

- **Boron ($_5\text{B}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{He}] 2s^2 2p^1$

- **Aluminium ($_{13}\text{Al}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$

- **Gallium ($_{31}\text{Ga}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$

- **Indium ($_{49}\text{In}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^1$

- **Thallium ($_{81}\text{Ti}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$

Harap dicatat bahwa konfigurasi 81elektron dapat ditulis dalam notasi singkat menggunakan konfigurasi gas mulia (noble gas) sebelumnya untuk menyederhanakannya. Gas mulia digunakan untuk menggantikan bagian yang sudah terisi penuh sebelumnya.

4. Konfigurasi elektron unsur-unsur Carbon (IVA)

Unsur-unsur golongan IVA dalam sistem periodik unsur (SPU), juga dikenal sebagai golongan 14, meliputi karbon (C), silikon (Si), germanium (Ge), timah (Sn), dan plumbum (Pb). Berikut adalah konfigurasi elektron untuk unsur-unsur ini:

- **Karbons ($_6\text{C}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{He}] 2s^2 2p^2$

- **Silikon ($_{14}\text{Si}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$

- **Germanium ($_{32}\text{Ge}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^2$

- **Timah ($_{59}\text{Sn}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$

- **Plumbum ($_{82}\text{Pb}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$

Harap dicatat bahwa konfigurasi elektron ini dijelaskan menggunakan aturan-aturan konfigurasi dasar dan gas mulia yang mendahuluinya untuk memberikan notasi konfigurasi singkat.

5. Konfigurasi elektron unsur-unsur Nitrogen (VA)

Unsur-unsur golongan VA dalam sistem periodik unsur (SPU), juga dikenal sebagai golongan 15, melibatkan unsur-unsur nitrogen (N), fosfor (P), arsenik (As), antimon (Sb), dan bismut (Bi). Berikut adalah konfigurasi elektron untuk unsur-unsur ini:

- **Nitrogen ($_7\text{N}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{He}] 2s^2 2p^3$

- **Fosfor ($_{15}\text{P}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$

- **Arsenik ($_{33}\text{As}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$

- **Antimon ($_{51}\text{Sb}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^3$

- **Bismut ($_{83}\text{Bi}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$

Konfigurasi elektron ini dijelaskan menggunakan aturan-aturan konfigurasi dasar dan notasi singkat dengan menggantikan bagian yang sudah terisi penuh sebelumnya dengan gas mulia yang mendahuluinya.

6. Konfigurasi elektron unsur-unsur Oksigen (VIA)

Unsur-unsur golongan VIA dalam sistem periodik unsur (SPU), juga dikenal sebagai golongan 16, melibatkan unsur-unsur oksigen (O), belerang (S), selenium (Se), tellurium (Te), dan polonium (Po). Berikut adalah konfigurasi elektron untuk unsur-unsur ini:

- **Oksigen ($_{8}\text{O}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{He}] 2s^2 2p^4$

- **Belerang ($_{16}\text{S}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$

- **Selenium ($_{34}\text{Se}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$

- **Tellurium ($_{52}\text{Te}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$

- **Polonium ($_{84}\text{Po}$):**

Notasi konfigurasi singkat: $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$

Konfigurasi elektron ini dijelaskan menggunakan aturan-aturan konfigurasi dasar dan notasi singkat dengan menggantikan bagian yang sudah terisi penuh sebelumnya dengan gas mulia yang mendahuluinya.

7. Konfigurasi elektron unsur-unsur Halogen (VIIA)

Unsur-unsur dalam golongan halogen adalah golongan VIIA dalam tabel periodik. Konfigurasi elektron untuk unsur-unsur golongan halogen dapat dijelaskan sebagai berikut:

- **Fluor (${}^9\text{F}$):**
Konfigurasi elektron: $[\text{He}] 2s^2 2p^5$
- **Klor (${}_{17}\text{Cl}$):**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
- **Bromin ${}_{35}\text{Br}$):**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$
- **Iodin (${}_{53}\text{I}$):**
Konfigurasi elektron: $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^5$
- **Astatin (${}_{85}\text{At}$):**
Konfigurasi elektron: $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$

Golongan halogen memiliki tujuh elektron valensi dalam subkulit p pada kulit terluar. Mereka cenderung membentuk ion negatif dengan menerima satu elektron untuk mencapai konfigurasi gas mulia yang lebih stabil. Sifat-sifat kimia utama dari halogen termasuk kemampuan untuk membentuk senyawa ionik dengan logam (membentuk garam) dan sifat oksidator yang tinggi dalam reaksi kimia. Halogen juga cenderung membentuk molekul diatomik, seperti F_2 , Cl_2 , dan sebagainya.

8. Konfigurasi elektron unsur-unsur Gas Mulia (VIIIA)

Unsur-unsur gas mulia, juga dikenal sebagai gas inert, terletak di golongan VIIIA dalam tabel periodik. Konfigurasi elektron untuk unsur-unsur gas mulia dapat dijelaskan sebagai berikut:

- **Helium (${}_2\text{He}$):**
Konfigurasi elektron: $1s^2$
- **Neon (${}_{10}\text{Ne}$):**
Konfigurasi elektron: $[\text{He}] 2p^6$
- **Argon (${}_{18}\text{Ar}$):**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
- **Kripton (${}_{36}\text{Kr}$):**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$

- **Xenon ($_{54}\text{Xe}$):**

Konfigurasi elektron: $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$

- **Radon ($_{86}\text{Rn}$):**

Konfigurasi elektron: $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

Golongan gas mulia memiliki konfigurasi elektron yang penuh pada kulit terluar mereka. Elektron terluar ini membuat unsur-unsur ini sangat stabil dan kurang reaktif kimia dibandingkan dengan unsur-unsur lainnya. Karena sifat ini, gas mulia sering disebut "inert" atau "noble." Mereka cenderung tidak membentuk senyawa kimia dengan unsur-unsur lain karena kulit terluar mereka yang penuh. Konfigurasi elektron yang lengkap membuat gas mulia stabil dan tidak cenderung untuk mendonorkan atau menerima elektron.

9. Konfigurasi elektron unsur-unsur Periode ke-3

Unsur-unsur periode 3 dalam sistem periodik unsur melibatkan unsur-unsur dari natrium (Na) hingga argon (Ar).

Berikut adalah konfigurasi elektron untuk unsur-unsur ini:

- **Natrium ($_{11}\text{Na}$):**

Konfigurasi elektron: $[\text{Ne}] 3s^1$

- **Magnesium ($_{12}\text{Mg}$):**

Konfigurasi elektron: $[\text{Ne}] 3s^2$

- **Aluminium ($_{13}\text{Al}$):**

Konfigurasi elektron: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$

- **Silikon ($_{14}\text{Si}$):**

Konfigurasi elektron: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$

- **Fosfor ($_{15}\text{P}$):**

Konfigurasi elektron: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$

- **Belanda ($_{16}\text{S}$):**

Konfigurasi elektron: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$

- **Klor ($_{17}\text{Cl}$):**

Konfigurasi elektron: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$

- **Argon ($_{18}\text{Ar}$):**

Konfigurasi elektron: $[\text{Ne}] 4s^2 3p^6$

Perhatikan bahwa setelah argon (Ar), periode 3 selesai, dan kita memulai periode berikutnya dengan kalium (K). Konfigurasi ini

dihitung berdasarkan aturan Aufbau dan aturan eksklusi Pauli, di mana elektron akan mengisi orbital-orbital yang lebih rendah terlebih dahulu sebelum mengisi orbital-orbital yang lebih tinggi. Periode 3 mencakup kulit-kulit elektron 1, 2, dan 3.

10. Konfigurasi elektron unsur-unsur transisi Periode ke-4

Unsur-unsur transisi pada periode 4 berada dari scandium (Sc) hingga Seng (Zn) dalam tabel periodik. Konfigurasi elektron untuk unsur-unsur ini dapat ditentukan dengan menggunakan aturan Aufbau, aturan Hund, dan aturan Pauli. Berikut adalah konfigurasi elektron untuk unsur-unsur transisi periode 4:

- **Scandium ($_{21}\text{Sc}$)**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$
- **Titanium ($_{22}\text{Ti}$)**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$
- **Vanadium ($_{23}\text{V}$)**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$
- **Krom ($_{24}\text{Cr}$)**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$
- **Mangan ($_{25}\text{Mn}$)**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$
- **Besi ($_{26}\text{Fe}$)**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$
- **Kobalt ($_{27}\text{Co}$)**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$
- **Nikel ($_{28}\text{Ni}$)**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$
- **Besi ($_{29}\text{Cu}$)**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ar}]^6 4s^1 3d^{10}$
- **Seng ($_{30}\text{Zn}$)**
Konfigurasi elektron: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$

Perhatikan bahwa konfigurasi elektron dapat dijelaskan menggunakan aturan Aufbau, di mana orbital dengan energi terendah diisi terlebih dahulu, aturan Hund yang menyatakan bahwa elektron akan menduduki orbital yang sama dengan spin yang sejajar sebelum memasuki orbital

yang berbeda, dan aturan Pauli yang menyatakan bahwa tidak dapat ada lebih dari dua elektron dalam suatu orbital dengan spin yang sejajar.

DAFTAR PUSTAKA

- Devi, P.K., Masmiani, S.K. and Syahrul, H. (2009) *Kimia I Kelas X SMA dan MA*, *Journal of Chemical Information and Modeling*. Available at: <https://edukatif.org/index.php/edukatif/article/view/1472>.
- Erfan Priambodo, Nuryadi, dan S. (2009) *Aktif Belajar Kimia : untuk SMA dan MA Kelas XII*.
- Fadhilla, R., Tp, S. and Si, M. (2019) 'Materi Pertemuan 4 Keperiodisasian Unsur Pada Sistem Periodik Disusun Oleh ', 202, pp. 0–15.
- Kalsum, S. and Devi, P.K. (2009) *Kimia 2 Kelas XI SMA/MA*. Available at: https://mirror.unpad.ac.id/bse/Kurikulum_2006/11_SMA/Kelas11_kimia2_siti_poppy.pdf.
- Myranthika, F.O. (2020) 'Konfigurasi Elektron', pp. 1–41.
- Suarsa, W. (2017) 'Struktur Elektronik Molekular'.
- Utami, B. *et al.* (2009) *Kimia untuk SMAN Kelas XII BSE*. Available at: https://ftp.unpad.ac.id/bse/Kurikulum_2006/10_SMA/kelas_10_sma_kimia_budi_utami.pdf.
- Yosi (2017) 'Pendalaman materi fisika: mekanika kuantum', *Jurnal Fisika UNY*, pp. 1–22.

BAB 7

APLIKASI PENERAPAN DALAM KEHIDUPAN SEHARI-HARI

Oleh Wiwit Sepvianti

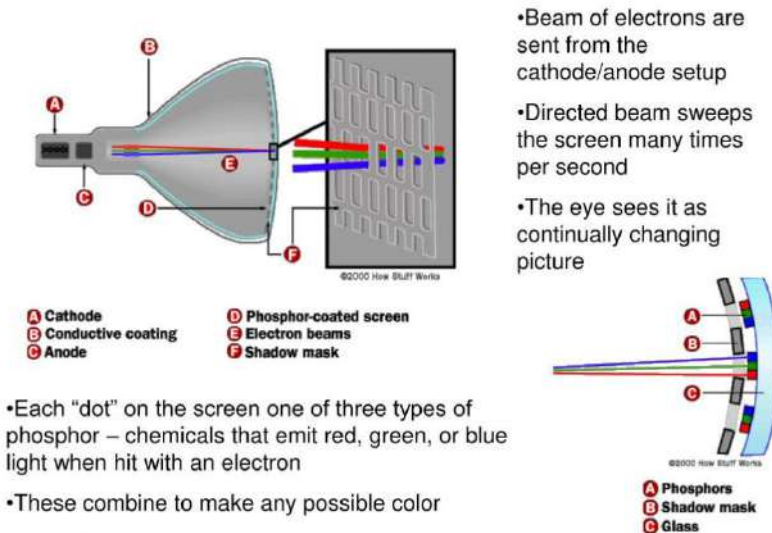
Pada bab-bab sebelumnya telah dibahas tentang apa itu elektron, bagaimana konfigurasi elektron dalam atom, sifat kelistrikan, sifat magnet hingga kemampuan radiasi elektromagnetik dari suatu elektron. Pada bab ini akan dibahas tentang aplikasi elektron pada berbagai bidang kehidupan. Walaupun elektron tidak kasat mata, namun perannya dalam menunjang kehidupan makhluk hidup (manusia khususnya) sangatlah besar.

7.1 Aplikasi elektron pada Alat Elektronik Rumah Tangga

7.1.1 Televisi

Televisi merupakan alat elektronik rumah tangga yang paling umum. Bagaimanakah televisi mampu menciptakan gambar bergerak yang sangat dinamis dari waktu ke waktu? Ternyata televisi mampu menghasilkan gambar bergerak pada layar sebab mendapatkan aliran elektron berkecepatan tinggi dari area tabung penghasil gambar (Putra, 2010). Skema kerja elektron menghasilkan gambar pada televisi disajikan pada Gambar 7.1.

How a Color CRT TV Works



Gambar 7.1. Skema kerja elektron pada televisi
(Sumber: <https://howstuffworks.com/tv.htm>
diakses pada 07 Juni 2024)

7.1.2 Lampu LED

Elektron memiliki peranan penting dalam penerangan. Dalam lampu LED terdapat inti lampu yang disebut chip semikonduktor. Chip ini terbuat dari materiak silikon karbida (SiC) atau galium nitrida (GaN) (Hadinnisa *et al.*, 2021). Ketika arus listrik mengalir melalui chip ini maka akan terjadi reaksi di dalamnya yang menciptakan junction positif dan negatif di dalamnya. Oleh karena itu, saat arus listrik mengalir dari terminal positif ke terminal negatif elektron-elektron yang terdapat di dalam chip semikonduktor bergerak dari lapisan negatif (n-type) ke lapisan positif (p-type). Perpindahan elektron ini melepaskan energi dalam bentuk foton, yang dapat kita nikmati sebagai cahaya dari lampu LED (Agam *et al.*, 2015; Palaloi *et al.*, 2018). Struktur lampu dan skema kerja elektron pada lampu LED disajikan pada Gambar 12.2.

dalam bentuk foton-foton yang menghasilkan cahaya terang dengan jangkauan yang luas.

7.1.3 Gawai

Dalam berbagai perangkat elektronik, elektron memegang peranan yang amat penting. Baik telpon pintar maupun komputer sangat mengandalkan gerakan elektron untuk menjalankan setiap operasi dan fungsi atas perintah yang diberikan. Keseluruhan aktivitas ini terjadi pada chip kecil yang umum disebut ROM (*Read- Only Memory*) semakin besar kapasitas ROM pada suatu gawai menunjukkan kemampuan merespon perintah yang semakin baik dan frekuensi interaksi elektron yang semakin besar. Selain itu, elektron juga berperan pada baterai di setiap gawai yang kita gunakan. Sebagaimana sistem pada sel volta aliran elektron dari elektroda negatif ke elektroda positif mengubah energi kimia menjadi energi listrik yang menghidupkan keseluruhan sistem pada gawai (Harahap, 2016).

7.2 Aplikasi elektron pada bidang Sains-Instrumentasi

Dalam bidang sains baik itu kimia, biologi dan fisika elektron memegang peranan penting dalam karakterisasi material berukuran kecil. Pada bidang biologi keberadaan elektron memungkinkan studi makhluk hidup akan lebih mendetail hingga tingkat seluler sedangkan pada bidang kimia dan fisika aplikasi elektron pada berbagai instrumen membantu karakterisasi suatu material kimia secara menyeluruh.

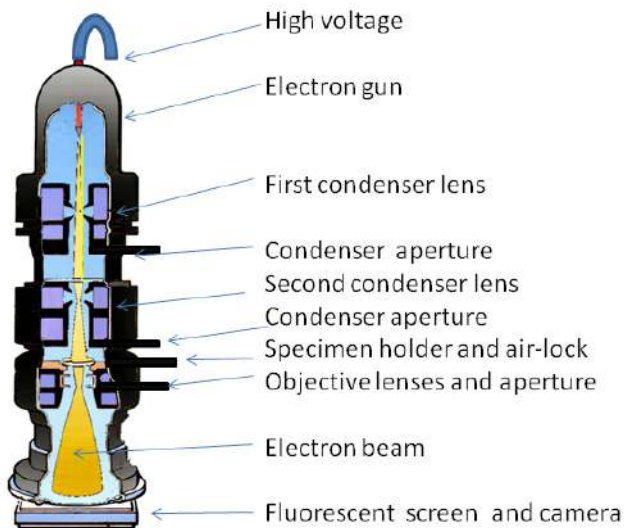
7.2.1 Mikroskop Elektron

Mikroskop elektron merupakan tipe mikroskop yang memanfaatkan berkas elektron sebagai sumber penerangan. Hal ini berbeda dengan mikroskop cahaya yang menggunakan sumber penerangan dari lampu maupun sinar matahari. Mikroskop elektron mulai diperkenalkan oleh Ernst Ruska pada pertengahan 1931. Keterlibatan elektron sebagai sumber penerangan terbukti mampu meningkatkan resolusi mikroskop

menjadi yang jauh lebih baik sehingga perbesaran yang dihasilkan oleh mikroskop jauh lebih tinggi (Rajagopalan *et al.*, 2023). Tercatat perbesaran objek dapat mencapai 2 juta kali, sehingga material berukuran nano dapat diamati menggunakan mikroskop ini. Sejak ditemukan pada tahun 1931, mikroskop elektron terus mengalami kemajuan teknologi hingga saat ini terdapat sekitar 8 (delapan) jenis mikroskop elektron yang berhasil dikembangkan dan membantu para ilmuwan untuk mengamati fenomena-fenomena mikroskopis yang selama ini belum terungkap (Egerton, 2005). Jenis-jenis mikroskop elektron tersebut diantaranya adalah:

1. Mikroskop Elektron Transmisi/ *Transmission Electron Microscopy* (TEM)

Mikroskop ini menggunakan berkas elektron tegangan tinggi untuk menerangi spesimen dan membuat gambar. Berkas elektron dihasilkan oleh penembak elektron, dengan elektron biasanya pada 40 hingga 400 keV, difokuskan oleh lensa elektromagnetik, dan ditransmisikan melalui spesimen. Ketika muncul dari spesimen, berkas elektron membawa informasi tentang struktur spesimen yang diperbesar oleh lensa mikroskop. Variasi spasial dalam informasi ini atau gambar dapat dilihat dengan memproyeksikan gambar elektron yang diperbesar ke detektor. Misalnya, gambar dapat dilihat langsung oleh operator menggunakan layar penglihatan fluoresen yang dilapisi bahan fosfor atau sintilator seperti seng sulfida (Lyal'ko *et al.*, 1981). Fosfor resolusi tinggi juga dapat digabungkan melalui sistem optik lensa atau pemandu cahaya serat optik ke sensor kamera digital. Detektor elektron langsung tidak memiliki sintilator dan langsung terkena berkas elektron, yang mengatasi beberapa keterbatasan kamera yang dipasangkan sintilator. Instrumen mikroskop elektron transmisi (TEM) dan bagian-bagiannya disajikan pada Gambar 7.3.



Gambar 7.3. Mikroskop elektron transmisi
(Sumber: Lyal'ko et al., 1981)

2. Mikroskop Elektron Transmisi Resolusi Tinggi/ *High Resolution Transmission Electron Microscopy (HR-TEM)*

TEM memiliki resolusi yang lebih terbatas dibandingkan dengan HR-TEM. Hal tersebut disebabkan terutama oleh aberasi sferis, namun korektor perangkat keras generasi baru dapat mengurangi aberasi sferis untuk meningkatkan resolusi. Dimana teknologi tersebut saat ini dimiliki oleh mikroskop elektron transmisi resolusi tinggi (HRTEM). Resolusi HRTEM mencapai 0,5 angstrom (50 pikometer) yang memungkinkan pembesaran di atas 50 juta kali. Kemampuan HRTEM untuk menentukan posisi atom dalam material berguna untuk penelitian dan pengembangan teknologi nano (Horiuchi; *et al.*, 2005; Thangavelu *et al.*, 2023).

3. Mikroskop Scanning Elektron Transmisi/ *Scanning Transmission Electron Microscopy (STEM)*

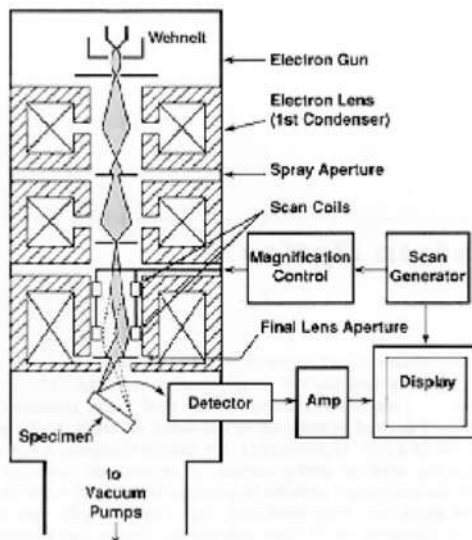
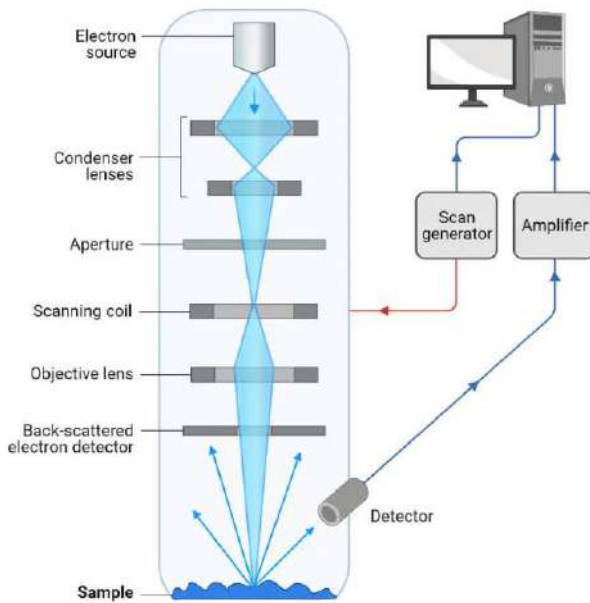
STEM merupakan kombinasi dari SEM dan TEM. Pada STEM gambar transmisi diperoleh dari proses

scanning/pemindaian. Dalam beberapa tahun terakhir, STEM khusus juga telah dikembangkan. Dalam STEM khusus, karena tidak diperlukan lensa objektif atau proyektor setelah spesimen, ruang yang relatif besar tersedia untuk berbagai detektor sinyal. Oleh karena itu, STEM khusus biasanya digunakan sebagai mikroskop analitik multisinyal dengan resolusi spasial tinggi.

Resolusi STEM ditentukan oleh diameter berkas elektron yang terfokus, berkas tersebut difokuskan ke ukuran sekecil mungkin. Saat ini, dalam STEM khusus, menggunakan senjata elektron FE, berkas elektron berdiameter 0,2 nm dapat dihasilkan. Ini cukup untuk menggambarkan atom tunggal yang berat. Penggunaan STEM khusus terbatas karena harganya relatif mahal dan peningkatan ukuran berkas elektron pada TEM yang dilengkapi dengan senjata FE telah secara signifikan mengurangi perbedaan resolusi kedua jenis mikroskop (Egerton, 2005).

4. Mikroskop Elektron Scan/ *Scanning Electron Microscopy* (SEM)

SEM pertama kali dibuat oleh Manfred von Ardenne pada tahun 1937 dengan tujuan untuk mengungguli Mikroskop elektron transmisi. Mikroskop ini menggunakan daya resolusi tinggi untuk memindai raster kecil menggunakan berkas elektron yang difokuskan pada raster tersebut (Gambar 7.4). SEM juga mampu mengurangi masalah penyimpangan kromatik pada gambar yang dihasilkan oleh Mikroskop elektron Transmisi. Perbedaan mendasar antara SEM dan TEM yaitu pada SEM elektron tidak ditransmisikan kepada objek, melainkan elektron dipancarkan pada permukaan objek sehingga terjadi pemindaian di area permukaan objek (Fisher, 2019; Lyal'ko et al., 1981).



Gambar 7.4. Mekanisme kerja SEM
(Sumber: Lyal'ko et al., 1981)

Pemindaian bekerja berdasarkan prinsip penerapan energi kinetik untuk menghasilkan sinyal tentang interaksi elektron. Elektron ini adalah elektron sekunder, elektron hamburan balik, dan elektron hamburan balik terdifraksi yang digunakan untuk melihat unsur dan foton yang mengkristal. Elektron sekunder dan hamburan balik digunakan untuk menghasilkan gambar. Elektron sekunder yang dipancarkan dari spesimen memainkan peran utama dalam mendeteksi morfologi dan topografi spesimen, sedangkan elektron hamburan balik menunjukkan kontras dalam komposisi unsur-unsur spesimen (Fisher, 2019; Rajagopalan et al., 2023; Scheu & Kaplan, 2012).

5. Mikroprobe Elektron

Mikroprobe elektron (EMP) atau dikenal juga sebagai microanalyzer probe elektron (EPMA) atau penganalisis probe mikro elektron (EMPA). Alat ini digunakan untuk menentukan komposisi kimia bahan padat bervolume kecil secara non-destruktif. Cara kerjanya mirip dengan SEM: sampel dibombardir dengan berkas elektron, memancarkan sinar-X pada panjang gelombang yang merupakan karakteristik unsur yang dianalisis (Lyal'ko et al., 1981).

6. Mikroskop Scan Ultrcepat/ *Ultrafast Scanning Electron Microscopy*

Mikroskop elektron pemindaian ultrcepat (UFSEM) menggabungkan dua modalitas mikroskopis, mikroskop probe pompa dan mikroskop elektron pemindaian, untuk mengumpulkan fenomena resolusi temporal dan spasial. Teknik ini menggunakan pulsa laser ultrashort untuk eksitasi pompa material dan respon sampel akan dideteksi oleh detektor Everhart-Thornley. Perolehan data terutama bergantung pada pembentukan gambar dengan mode pemindaian raster setelah dipompa dengan pulsa laser pendek pada waktu tunda yang berbeda (Scheu & Kaplan, 2012).

7. Mikroskop Elektron Energi Rendah/ *Low-energy electron microscopy (LEEM)*

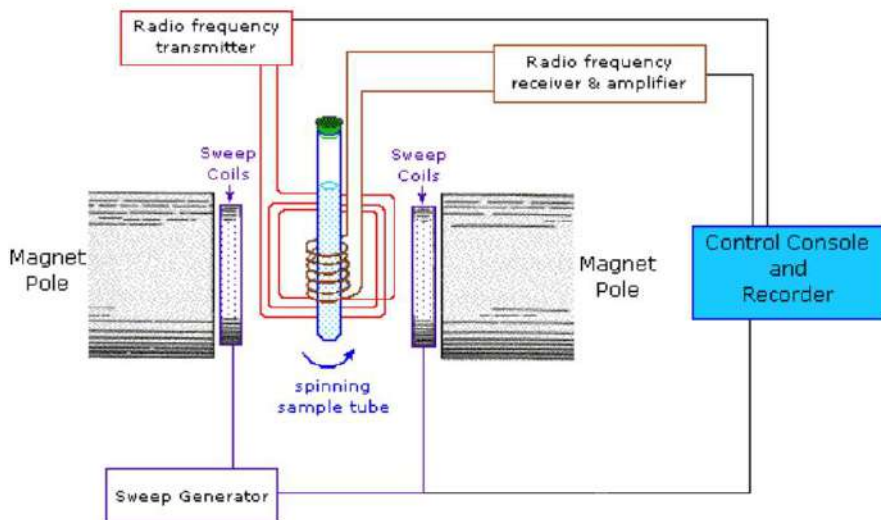
Mikroskop elektron energi rendah, atau LEEM, adalah teknik sains permukaan analitis yang digunakan untuk menggambarkan permukaan yang bersih secara atomik, interaksi permukaan atom, dan film tipis (kristal). Dalam LEEM, elektron berenergi tinggi (15-20 keV) dipancarkan dari penembak elektron, difokuskan menggunakan seperangkat optik kondensor, dan dikirim melalui deflektor berkas magnet (biasanya 60° atau 90°). Elektron secara cepat bergerak melalui lensa obyektif dan mulai melambat hingga energi menurun ke level 1-100 eV di dekat permukaan sampel. Elektron ini secara elastis akan kembali berhamburan menuju lensa objektif dan menghasilkan pencitraan sampel (Veneklasen, 1992).

8. Mikroskop Elektron Fotoemisi/ *Photoemission Electron Microscopy (PEEM)*

Mikroskop elektron fotoemisi (PEEM, juga disebut mikroskop fotoelektron, PEM) adalah jenis mikroskop elektron yang memanfaatkan variasi lokal dalam emisi elektron untuk menghasilkan kontras gambar. Eksitasi biasanya dihasilkan oleh sinar ultraviolet, radiasi sinkrotron, atau sinar-X. sumber. PEEM mengukur koefisien secara tidak langsung dengan mengumpulkan elektron sekunder yang dipancarkan yang dihasilkan dalam kaskade elektron yang mengikuti penciptaan lubang inti primer dalam proses penyerapan. PEEM merupakan teknik sensitif permukaan karena elektron yang dipancarkan berasal dari lapisan dangkal. Dalam fisika, teknik ini disebut PEEM, yang secara alami dipadukan dengan difraksi elektron berenergi rendah (LEED), dan mikroskop elektron berenergi rendah (LEEM). Dalam biologi disebut mikroskop fotoelektron (PEM), yang cocok dengan spektroskopi fotoelektron (PES), mikroskop elektron transmisi (TEM) dan mikroskop elektron pemindaian (SEM) (Anders *et al.*, 1999).

7.2.2 Resonansi Magnetik Nuklir/ *Nuclear Magnetic Resonance* (NMR)

Resonansi magnetik nuklir /NMR merupakan salah satu teknik analisis yang penting dalam bidang kimia sebab melalui NMR molekul-molekul organik dapat terkarakterisasi secara baik. Prinsip dasar dari spektroskopi NMR dalam mendeteksi molekul organik adalah penyerapan panjang gelombang radio oleh inti tertentu dalam molekul organik saat molekul ini berada pada medan magnet yang kuat. Inti atom dari unsur-unsur sendiri digolongkan menjadi 2 (dua) kelompok yaitu atom unsur yang memiliki dan tidak memiliki spin. Spin ini berperan dalam menimbulkan medan magnet, kemudian dari resonansi magnet proton inilah akan diperoleh informasi jenis hidrogen, jumlah hidrogen dan lingkungan hidrogen dalam suatu senyawa begitu juga resonansi magnet karbon. Apakah peran elektron dalam teknik analisis NMR? Elektron yang mengelilingi proton berperan untuk menciptakan perbedaan lingkungan elektronik antara satu proton dengan proton lainnya. Di dalam medan magnet, perputaran elektron-elektron valensi dari proton menghasilkan medan magnet yang melawan medan magnet yang digunakan. Besarnya perlindungan ini tergantung pada kerapatan elektron yang mengelilinginya. Makin besar kerapatan elektron yang mengelilingi inti, maka makin besar pula medan yang dihasilkan melawan medan yang digunakan, sehingga inti merasakan medan magnet yang mengenaunya menjadi lebih kecil dan inti akan mengalami presisi pada frekuensi yang lebih rendah (Hausser & Kalbitzer, 1991; Pilgrim, 2016). Cara kerja NMR disajikan pada Gambar 7.5.



Gambar 7.4. Mekanisme kerja NMR
(Sumber: Hausser & Kalbitzer, 1991)

DAFTAR PUSTAKA

- Adnanaqeel. 2018. Komponen Elektronik Light-emitting diode/ LED.
<https://www.theengineeringprojects.com/2018/10/introduction-to-led-light-emitting-diode.html> diakses pada 06 Juni 2024
- Agam, B., Yushardi, Y., & Prihandono, T. (2015). Pengaruh Jenis Dan Bentuk Lampu Terhadap Intensitas Pencahayaan Dan Energi Buangan Melalui Perhitungan Nilai Efikasi Luminus. *Jurnal Pembelajaran Fisika Universitas Jember*, 3(4), 138749.
- Anders, S., Padmore, H. A., Duarte, R. M., Renner, T., Stammel, T., Scholl, A., Berkeley, L., Scheinfein, M. R., & Sto, J. (1999). *Photoemission electron microscope for the study of magnetic materials*. 70(10), 3973–3981.
- Egerton, R. F. (2005). Physical principles of electron microscopy. *Materials Today*, 8(12), 49. [https://doi.org/10.1016/s1369-7021\(05\)71290-6](https://doi.org/10.1016/s1369-7021(05)71290-6)
- Fisher, T. (2019). Scanning Electron Microscopy Working Principle Table of contents. *Scanning Electron Microscopy Working Principle*.
- Hadinnisa, S., Darmawan, M. R., Abdichianto, C. G., B.Tjaru, A. P., Siswanto, A. A., & Susanty, M. (2021). Analisis Perbandingan Light Emitting Diode (Led) Dan Fluorescent Pada Gedung Griya Legita Universitas Pertamina. *Jurnal SIMETRIS*, 12(2), 1–9.
- Harahap, M. R. (2016). Sel Elektrokimia: Karakteristik dan Aplikasi. *CIRCUIT: Jurnal Ilmiah Pendidikan Teknik Elektro*, 2(1). <https://doi.org/10.22373/crc.v2i1.764>
- Hausser, K. H., & Kalbitzer, H. R. (1991). *Principles of NMR*. https://doi.org/10.1007/978-3-642-76104-1_1
- Horiuchi, S., He, L., & Pennycook, S. J. (2005). High-resolution transmission electron microscopy. In *Cambridge University Press* (pp. 205–225).
- Lyal'ko, I. S., Kaplichnyi, V. N., Shulyak, E. A., Gurin, V. S., Shapovalov, E. A., Savukov, V. T., & Stoyanov, P. A. (1981). Em-125 Transmission Electron Microscope. *Bulletin of the Academy of*

Sciences of the U.S.S.R. Physical Series, 47(6), 13–15.

- Palaloi, S., Nurdiana, E., & Wibowo, A. (2018). Pengujian Dan Analisis Kinerja Lampu Tl Led Untuk Pencahayaan Umum. *Jurnal Standardisasi*, 20(1), 77. <https://doi.org/10.31153/js.v20i1.680>
- Pilgrim, C. D. (2016). Nuclear Magnetic Resonance. *Encyclopedia of Earth Sciences Series*, 1–6. https://doi.org/10.1007/978-3-319-39193-9_47-1
- Putra, D. (2010). Pengolahan Citra Digital. In *Anugrah Utama Raharja: Jakarta* (Issue April, p. 420).
- Rajagopalan, K., Kaliannan, M., & Kulandaivel, S. (2023). Transmission electron microscope. *Non-Destructive Material Characterization Methods*, 1(I), 167–188. <https://doi.org/10.1016/B978-0-323-91150-4.00023-9>
- Scheu, C., & Kaplan, W. D. (2012). Introduction to Scanning Electron Microscopy. *In-Situ Electron Microscopy: Applications in Physics, Chemistry and Materials Science*, 1, 1–37. <https://doi.org/10.1002/9783527652167.ch1>
- Thangavelu, K., Rajendran, R., Palanisamy, S., Arumugam, P., & Thammasak, R. (2023). Powerful combination of FeWO₄/g-C₃N₄ heterostructures for solar light driven photocatalytic degradation of tetracycline and its antibacterial activity. *Materials Today Sustainability*, 24. <https://doi.org/10.1016/j.mtsust.2023.100562>
- Veneklasen, L. H. (1992). The continuing development of low-energy electron microscopy for characterizing surfaces. *Review of Scientific Instruments*, 63(12), 5513–5532. <https://doi.org/10.1063/1.1143377>

BIODATA PENULIS



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

Dosen Program Studi Teknologi Laboratorium Medis
Politeknik Kesehatan Muhammadiyah Makassar

Penulis lahir di Pangkep 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 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



Fetronele Rambu Bobu, S.Si., M.Si.

Dosen Program Studi Teknologi Informasi
Fakultas Pertanian, Sains, dan Kesehatan Universitas timor

Penulis lahir di Madidi Palamedu tanggal 13 April 1990. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Teknologi Informasi, Fakultas Pertanian, Sains, dan Kesehatan Universitas timor. Menyelesaikan pendidikan S1 dan S2 pada Jurusan Fisika di Universitas Brawijaya Malang. Penulis menekuni bidang Biofisika dan Fisika Medis.

BIODATA PENULIS



Johnson Nune Naat, S.Pd., M.Si.

Dosen Program Studi Pendidikan Kimia
Fakultas Keguruan dan Ilmu Pendidikan, Universitas Nusa Cendana
Kupang

Penulis lahir di Oelbubuk tanggal 20 November 1985. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Pendidikan Kimia Fakultas Keguruan dan Ilmu Pendidikan, Universitas Nusa Cendana Kupang. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Program Studi Pendidikan Kimia dan melanjutkan S2 pada Jurusan Kimia FMIPA Universitas Brawijaya Malang dan melanjutkan studi Doktor Pada Program Doktor Kimia Universitas Gadjah Mada Yogyakarta. Penulis Menekuni bidang Kimia Anorganik.

BIODATA PENULIS



Drs. Bambang Suhartawan, M.MT
Dosen Jurusan Teknik Lingkungan
Fakultas Teknik Sipil dan Perencanaan
Universitas Sains dan Teknologi Jayapura

Penulis lahir di Blitar tanggal Tahun 1964. Penulis menyelesaikan pendidikan S1 pada Program Studi Kimia Jurusan Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam (MIPA) Universitas Cenderawasih Jayapura pada tahun 1989. Pendidikan Pasca Sarjana diperoleh dari Institut Teknologi Sepuluh Nopember (ITS) Surabaya jurusan Manajemen Teknik Lingkungan pada tahun 2002. Tahun 2021 mutasi sebagai Dosen PNS berstatus diperbantukan di Universitas Sains dan Teknologi Jayapura hingga saat ini. Penulis juga aktif menulis buku-buku ajar maupun referensi diantaranya : 1. Pengelolaan Sumber Daya Air; 2. Penyehatan Udara; 3. Ekotoksikologi; 4. Pengelolaan Limbah Industri; 5. Sistem Lingkungan Industri; 6. Analisis Kualitas Lingkungan; 7. Kesehatan Lingkungan Bancana; 8. Manajemen penyakit tropis berbasis lingkungan; 9. Pengelolaan limbah padat, limbah industry dan B3; 10. Kimia ramah lingkungan; 11. Pencemaran udara dan perubahan iklim; 12. Kimia lingkungan; 13. Entomologi kesehatan lingkungan dan beberapa judul buku lain.

BIODATA PENULIS



Wiwit Sepvianti, S.Pd., M.Sc.

Dosen Program Studi Teknologi Bank Darah
STIKES Guna Bangsa Yogyakarta

Penulis lahir di Yogyakarta tanggal 15 September 1989. Saat ini, penulis menjalani karir sebagai dosen di Program Studi Pendidikan Teknologi Bank Darah, STIKES Guna Bangsa Yogyakarta. Latar belakang pendidikan S1 yaitu Jurusan Pendidikan Kimia ditempuh di Universitas Negeri Yogyakarta dan pendidikan S2 pada Jurusan Kimia yang ditempuh di Universitas Gadjah Mada. Selain aktif menulis, penulis juga aktif dalam bidang penelitian. Riset-riset yang aktif dilakukan penulis diantaranya yaitu biokimia darah, uji kualitas mutu darah pada berbagai parameter, sintesis senyawa organik antibakteri, uji aktivitas antibakteri senyawa kalkon pada bakteri kontaminan produk darah dan karsa cipta alat portabel agitator untuk trombosit.