

IKATAN KIMIA

**Nurfiansyah
Efbertias Sitorus
Faradisa Anindita
Sri Royani
Sry Astuti
Desy Nurhasanah Sari**



GET PRESS INDONESIA

IKATAN KIMIA

Penulis :

Nurfiansyah
Efbertias Sitorus
Faradisa Anindita
Sri Royani
Sry Astuti
Desy Nurhasanah Sari

ISBN :

Editor : Ari Yanto., M.Pd

Penyunting : Tri Putri Wahyuni., S.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, Februari 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 Buku Ikatan Kimia ini.

Buku ini membahas Dasar-Dasar Struktur Atom dan Molekul: Model Atom dan Peran Sub-Atomik Partikel, Ikatan Koordinat: Sifat dan Pembentukan Senyawa Koordinat, Ikatan Hidrogen: Kekuatan dan Peranannya dalam Senyawa Kimia, Ikatan Kimia dalam Biokimia: Struktur Protein, Enzim, dan Asam Nukleat, Sifat Kimia dan Fisika Senyawa Anorganik: Reaksi Redoks dan Termokimia, Teori Elektrokimia: Sel Elektrokimia, Elektrolisis, dan Aplikasi dalam Baterai.

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, Februari 2024

Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR	i
DAFTAR ISI	ii
DAFTAR GAMBAR	v
DAFTAR TABEL	vii
BAB 1 MODEL ATOM DAN PERAN PARTIKEL	
SUB-ATOMIK.....	1
1.1 Pendahuluan.....	1
1.2 Model Atom.....	1
1.2.1 Model Atom Dalton	2
1.2.2 Model Atom Thomson Dan Penemuan Elektron Dalam Atom.....	3
1.2.3 Model Atom Rutherford Dan Penemuan Inti Atom, Penyusun inti Atom.....	4
1.2.4 Model Atom Bohr	6
1.2.5 Model Atom Mekanika Kuantum	8
1.3 Penutup	12
DAFTAR PUSTAKA.....	13
BAB 2 IKATAN KOORDINAT: SIFAT DAN PEMBENTUKAN SENYAWA KOORDINAT	
15	
2.1 Pendahuluan.....	15
2.2 Kestabilan Atom	16
2.3 Ikatan Koordinasi	20
DAFTAR PUSTAKA.....	26
BAB 3 IKATAN HIDROGEN: KEKUATAN DAN PERANANNYA DALAM SENYAWA KIMIA	
27	
3.1 Pendahuluan.....	27
3.2 Dasar Teori Ikatan Hidrogen.....	28
3.2.1 Definisi Ikatan Hidrogen	28
3.2.2 Kriteria Ikatan Hidrogen.....	28
3.2.3 Karakteristik Ikatan Hidrogen.....	29
3.3 Kekuatan Ikatan Hidrogen	30
3.3.1 Faktor yang Mempengaruhi Kekuatan Ikatan Hidrogen.....	32
3.4 Ikatan Hidrogen dalam Senyawa Kimia	33
3.5 Peran Ikatan Hidrogen dalam Interaksi Molekul	34

3.5.1 Ikatan Hidrogen dalam Sistem Biologis.....	35
3.5.2 Ikatan Hidrogen dalam Biomolekul Protein	35
3.5.3 Ikatan Hidrogen dalam Biomolekul Asam Nukleat.....	37
3.5.4 Ikatan Hidrogen dalam Industri.....	38
3.6 Kesimpulan	38
DAFTAR PUSTAKA	40
BAB 4 IKATAN KIMIA DALAM BIOKIMIA: STRUKTUR PROTEIN, ENZIM DAN ASAM NUKLEAT	43
4.1 Struktur Protein	43
4.1.1 Konsep dasar Protein	43
4.1.2 Struktur protein.....	45
4.1.3 Ikatan kimia pada protein.....	46
4.2 Enzim	48
4.2.1 Konsep Dasar Enzim	48
4.2.2 Model ikatan enzim-substrat	49
4.3 Asam Nukleat.....	54
4.3.1 Konsep Dasar Asam Nukleat	54
4.3.2 Komponen penyusun nukleotida	54
4.3.3 DNA dan RNA	56
4.3.4 Ikatan kimia pada asam nukleat	57
DAFTAR PUSTAKA	61
BAB 5 SIFAT KIMIA DAN FISIKA SENYAWA ANORGANIK: REAKSI REDOKS DAN TERMOKIMIA.....	63
5.1 Pendahuluan	63
5.2 Reaksi Reduksi dan Oksidasi (Redoks)	64
5.2.1 Perkembangan Konsep Redoks.....	64
5.2.2 Aturan Menentukan Bilangan Oksidasi	65
5.2.3 Reaksi Disproporsionasi dan Konproporsionasi.....	66
5.2.4 Oksidator dan Reduktor dalam Reaksi Redoks.....	67
5.2.5 Menyetarakan persamaan redoks	68
5.2.6 Aplikasi Reaksi Redoks.....	69
5.2.7 Siklus redoks.....	71
5.3 Termokimia	71
5.3.1 Reaksi Eksoterm dan Endoterm	71
5.3.2 Persamaan Termokimia	74
5.3.3 Entalpi standar	74
5.3.4 Penentuan Entalpi Reaksi	77

DAFTAR PUSTAKA.....	80
BAB 6 TEORI ELEKTROKIMIA : SEL ELEKTROKIMIA, ELEKTROLISIS, DAN APLIKASI DALAM BATERAI	81
6.1 Pendahuluan.....	81
6.2 Elektrokimia	81
6.2.1 Sel Elektrokimia	82
6.2.2 Elektrolisis.....	83
6.3 Sel Volta	85
6.4 Baterai	86
6.4.1 Baterai Primer.....	86
6.4.2 Baterai Sekunder	89
DAFTAR PUSTAKA.....	94
BIODATA PENULIS	

DAFTAR GAMBAR

Gambar 1.1. Model atom Dalton	2
Gambar 1.2. Atom permukaan lembaran grafena.....	3
Gambar 1.3. Model Atom Thomson.....	4
Gambar 1.4. Penembakan lempeng emas dengan sinar α ..	5
Gambar 1.5. Model Atom Rutherford	5
Gambar 1.6. Eksitasi atom hidrogen	6
Gambar 1.7. Model atom Bohr.....	7
Gambar 1.8. Model atom mekanika kuantum	8
Gambar 1.9. Kulit atom	8
Gambar 1.10. Bentuk orbital	10
Gambar 1. 11. Orientasi putaran elektron.....	11
Gambar 2.1. Molekul hidrogen	19
Gambar 2.2. Pembentukan molekul oksigen	19
Gambar 2.3. Pembentukan molekul NO ₂	19
Gambar 2.4. Pembentukan ikatan kovalen koordinasi ..	21
Gambar 2.5. Heme dengan Satu Ion Besi (Fe ²⁺)	23
Gambar 2.6. Vitamin B12	24
Gambar 2.7. Klorofil.....	24
Gambar 2.8. Kompleks Titanium yang Digunakan sebagai Katalis	25
Gambar 4.1. Struktur Asam Amino.....	44
Gambar 4.2. Struktur Protein.....	45
Gambar 4.3. Pembentukan ikatan peptide	47
Gambar 4.4. Ikatan hidrogen (garis putus-putus) yang dibentuk antara atom H dengan O untuk menstabilkan polipeptida dalam sebuah konformasi Alpha Heliks Struktur Sekunder Protein	48
Gambar 4.5. Ilustrasi Terikatnya Substrat (S) dengan Sisi Aktif Enzim (E) Membentuk Kompleks Enzim-Substrat (ES).....	50
Gambar 4.6. Struktur Kompleks Enzim-Substrat (ES) ...	50
Gambar 4.7 Model Pengikatan Enzim-Substrat (a) <i>Lock and Key</i> , (b) <i>Induced-Fit</i>	51

Gambar 4.8. Inhibisi Kompetitif (<i>Competitive Inhibition</i>).....	52
Gambar 4.9. Inhibisi Tak Bersaing (<i>non competitive inhibition</i>).....	53
Gambar 4.10. Inhibisi Tak Bersaing (<i>non competitive inhibition</i>)	53
Gambar 4.11. Struktur Komponen Penyusun Nukleotida.....	54
Gambar 4.12. Gambar Gula Pentosa penyusun Asam Nukleat.....	55
Gambar 4.14. Basa Purin dan Pirimidin	56
Gambar 4.15. Struktur DNA dan RNA	57
Gambar 4.16. Pembentukan Ikatan Fosfodiester pada asam nukleat	58
Gambar 4.17. Pembentukan Ikatan Hidrogen Antar Basa Nitrogen pada Bagian DNA	59
Gambar 4.18. Struktur sebagian dari DNA dan ikatan kimia di dalamnya yaitu ikatan hydrogen dan ikatan fosfodiester	60
Gambar 6.1. Proses Elektrolisis.....	84
Gambar 6.2. Rangkaian Sel Volta.....	85

DAFTAR TABEL

Tabel 1.1. hubungan n dan l	9
Tabel 1.2. Hubungan n , l , dan m	11
Tabel 3.1. Ikatan hidrogen dan kekuatannya	31
Tabel 4.1. Klasifikasi enzim berdasarkan reaksi yang dikatalisis	49
Tabel 5.1. Perbedaan Reaksi Eksoterm dan eEndoterm.....	73

BAB 1

MODEL ATOM DAN PERAN PARTIKEL SUB-ATOMIK

Oleh Nurfiansyah

1.1 Pendahuluan

Di era modern saat ini, kita sudah tentu akrab dengan partikel-partikel subatomik seperti elektron, proton, dan neutron. Selain itu Penemuan mengenai berbagai ikatan kimia dalam jutaan senyawa yang telah ditemukan manusia telah banyak dikenali.

Namun tahukah anda bagaimana konsep yang telah berkembang pesat ini bermula? Bahkan ide mengenai materi jauh berbeda dibandingkan dengan para pemikir terdahulu seperti Teori Kontinuitas Materi yang dicetuskan oleh Aristoteles dan Plato (Pyatt, K., dkk., 2014)

Bab ini akan menjelaskan mengenai perkembangan teori atom dari masa ke masa dan peran partikel subatomik yang ditemukan. Sehingga anda akan mudah memahami bab selanjutnya.

1.2 Model Atom

Atom pertama kali dicetuskan oleh filsuf Yunani yakni Leucippus (440 SM) dan Democritus (420 SM), keduanya secara terpisah menyatakan bahwa materi bersifat diskontinyu. Setiap materi tersusun atas atom. Atom diyakini sebagai penyusun terkecil materi. Nama atom sendiri diambil dari kata “a” yang bermakna tidak dan “thomos” bermakna terbagi.

Sayangnya pendapat ini ditolak oleh filsuf populer dimasanya yakni Aristoteles (384 SM -322 SM) dan Galen (200 SM-130 SM). Materi dipandang oleh mereka sebagai sesuatu yang kontinyu dan terus dapat terbagi. Pendapat ini sangat diyakini karena kredibilitasnya Aristoteles dalam pengetahuannya di berbagai bidang ilmu pengetahuan. (Bruton, J.G., 1996)

Pada Abad ke-17 konsep “atom” Leucippus dan Democritus dikonsep ulang oleh ilmuwan-ilmuwan yang mampu membuktikannya secara empiris

1.2.1 Model Atom Dalton

Model atom Dalton muncul akibat adanya hukum-hukum fundamental yang muncul di masa nya. Ada dua hukum yang muncul di abad 17 dan 18 yakni hukum Perbandingan Tetap dan Hukum Kekekalan Massa. Pembuktian bahwa materi bersifat diskontinyu tidak dapat menjelaskan kedua hukum tersebut. (Chang, 2016)

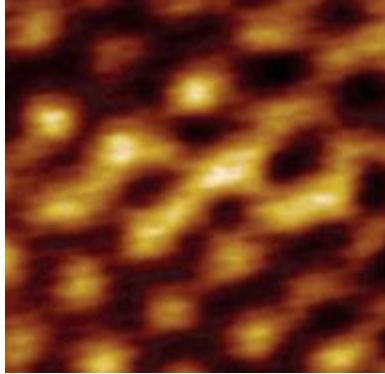


Gambar 1.1. Model atom Dalton
(Sumber : shutterstock.com/id/g/emirkaan)

Dalton kemudian muncul dengan mengkonsepkan kembali pemikiran Leucippus dan Democritus yakni Teori Atom. Dia menyimpulkan jika materi tersusun dari atom, maka materi tersebut dapat memenuhi kedua ukum tersebut. Hal inilah yang disimpulkan dalam Teori Atom Dalton:

1. Setiap materi tersusun dari unit terkecil yang disebut sebagai atom
2. Unsur yang murni memiliki komponen atom yang sama dan identik dalam massa dan berbagai sifat lainnya.
3. Atom yang berasal dari unsur beerbeda akan memiliki perbedaan massa dan perbedaan pada sifat lainnya
4. Atom yang berasal dari unsur yang berbeda dan membentuk senyawa, maka perbandingan atom penyusunnya akan selalu sama

5. Di dalam reaksi kimia atom hanya tersusun ulang, tidak saling menghancurkan satu sama lain.



Gambar 1.2. Atom permukaan lembaran grafena
(Sumber : Ishigami dkk, 2007)

Teori atom inipun sudah dapat dibuktikan secara visual. Sejalan dengan perkembangan instrumen ditemukannya instrumen bernama Scanning Tunneling Microscope. Sebuah alat yang mampu mendeteksi perbedaan jarak antar atom pada permukaan benda.

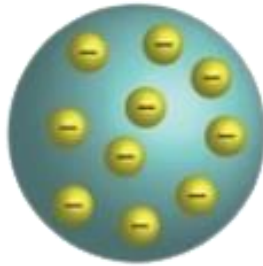
Model atom Dalton yang mengaggap bahwa atom merupakan bagian yang terkecil dan tidak dapat terbagi lagi ini kemudian dipatahkan dengan penemuan partikel-partikel subatomik. Bahkan lebih jauh lagi partikel elementer penyusun partikel suabatomik sudah dapat di deteksi.

1.2.2 Model Atom Thomson Dan Penemuan Elektron Dalam Atom

Penemuan partikel sub-atomik dimulai pada awal abad ke-19. Dimulai dari penemuan Micahel faraday yang membuktikan bahwa dengan mengalirnya arus listrik pada larutan elektrolit dapat menyebabkan munculnya reaksi kimia. Hal ni merupakan bukti pertama bahwa semua materi di muka bumi memiliki komponen bermuatan di dalam penyusunnya.

Masih pada abad yang sama, ilmuwan fisikan menemukan fenomena "tabung pelepasan muatan gas" (*gas discharge tubes*). Fenomena ini mendeteksi adanya partikel bermuatan yang bergerak dari katoda ke kutub bermuatan positif (anoda). J.J. Thomson

kemudian menemukan bahwa partikel ini diketahui negatif karena interaksinya dengan plat bermuatan. Partikel ini memiliki rasio perbandingan muatan dengan massa sebesar $-1,76 \times 10^{18} \text{ C/g}$. Partikel ini adalah elektron.



Gambar 1.3. Model Atom Thomson
(Sumber : shutterstock.com/id/g/emirkaan)

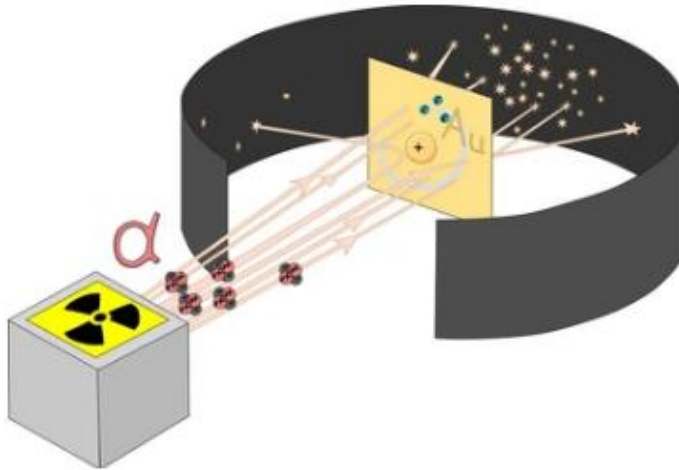
Penemuan elektron ini setidaknya memberikan 2 hal utama dalam model atom. Pertama ada partikel subatomik yang bermuatan negatif, yang kedua setiap atom bermuatan netral. Hal ini mengindikasikan adanya penyeimbang muatan negatif yang disebabkan oleh elektron. Thomson mengungkapkan bahwa atom pada dasarnya bermuatan positif dan elektron tersebar secara merata di dalam atom untuk menetralkannya. Mirip seperti roti kismis, dimana roti diibaratkan atom yang bermuatan positif dan kismis yang tersebar bermuatan negatif (Griffith D., 2008).

1.2.3 Model Atom Rutherford Dan Penemuan Inti Atom, Penyusun inti Atom

Ernest Rutherford, seorang fisikawan asal Islandia baru memulai perjalanan penelitiannya dengan mempelajari gas yang dipaparkan oleh sinar X. Hasilnya dikenal sebagai pancaran α dan β .

Setelah berpindah ke Montreal penelitian dilanjutkan dengan beberapa penemuan seperti transmutasi Th menjadi Rn yang kemudian memenangkan hadiah Nobel di tahun 1908. Namun di masa penelitiannya, ada fakta yang cukup mengusiknya yakni sinar α tidak dapat dibelokkan oleh medan listrik terbesar di lab nya, tetapi sinar α dapat ditahan oleh lembar mika tipis. Pengamatan ini

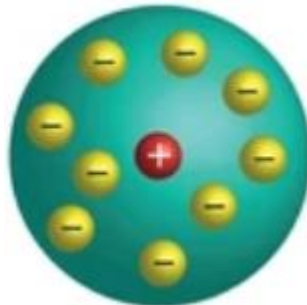
memunculkan ide jika di dalam materi ada medan listrik yang cukup kuat (Perkins, D.H., 1999).



Gambar 1.4. Penembakan lempeng emas dengan sinar α
(Sumber : shutterstock.com/id/g/Sergey Merkulov)

Rutherford bersama Geiger dan Mardsen melakukan percobaan penembakan sinar α ke lempeng tipis emas. Hasilnya cukup mengejutkan karena sebagian besar sinar α diteruskan, namun ada sinar α yang dibelokkan. Bahkan dari percobaan tersebut ada sinar α yang dipantulkan kembali ke arah sumbernya. Beberapa hal yang ditarik dari percobaan tersebut adalah

1. Sebagian besar atom adalah ruang kosong, dilihat dari banyaknya sinar α yang diteruskan
2. Inti atom sangat padat



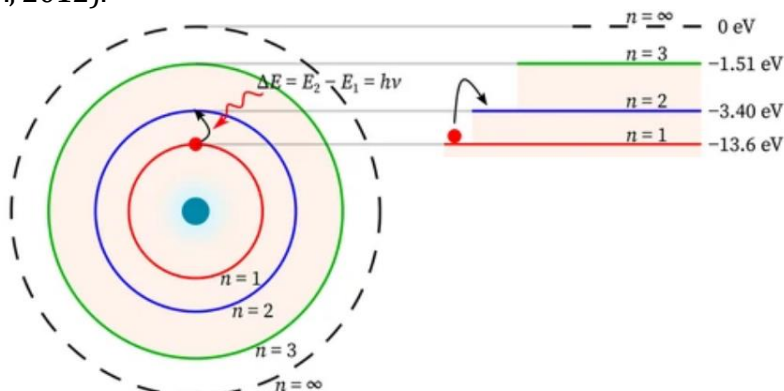
Gambar 1.5. Model Atom Rutherford
(Sumber : shutterstock.com/id/g/emirkaan)

Di beberapa eksperimen selanjutnya, utamanya eksperimen bombardir dengan sinar α pada beberapa unsur ringan ditemukan adanya partikel H pada semua atom unsur. Partikel H ini yang diusulkan sebagai salah satu penyusun atom. Partikel H ini adalah proton dengan muatan positif. Selain proton Rutherford juga mengemukakan adanya kemungkinan partikel subatomik lainnya. Partikel ini memiliki massa namun tidak menambahkan muatan pada sebuah atom. Rutherford menduga adanya partikel subatomik neutron.

Pembuktian dugaan ini dilanjutkan oleh James Chadwick. Chadwick kemudian melakukan beberapa eksperimen yang akhirnya menemukan partikel subatomik selanjutnya yakni neutron. Dan sesuai hipotesis yang dikemukakan oleh Rutherford partikel ini setara masanya dengan sebuah proton dan tidak memiliki muatan.

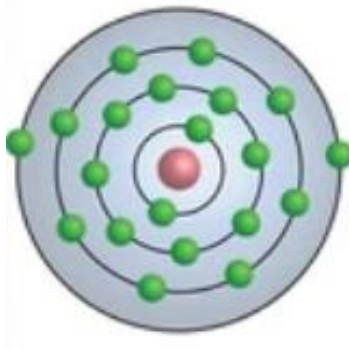
1.2.4 Model Atom Bohr

Tahun 1913 (3 tahun setelah percobaan Rutherford), Niels David Bohr mengubah pandangan elektron pada model atom Rutherford. Ilmuwan Denmark ini mengemukakan bahwa elektron berputar mengelilingi inti seperti tata surya. Hal ini didasarkan pada perhitungan dengan menggunakan persamaan Rydberg (Jespersen, N.D., 2012).



Gambar 1.6. Eksitasi atom hidrogen
(Sumber : shutterstock.com/id/g/pOrbital.com)

Pada dasarnya Bohr menemukan hubungan antara persamaan Rydberg dengan fenomena eksitasi dan emisi pada atom hidrogen. Elektron tunggal yang dimiliki oleh atom hidrogen jika diberikan energi akan mengalami eksitasi pada orbit selanjutnya, kemudian jika diberikan energi lebih besar lagi akan terkesitasi pada orbit yang lebih tinggi lagi. Semakin tinggi orbitnya maka makin tidak stabil.



Gambar 1.7. Model atom Bohr
(Sumber : shutterstock.com/id/g/emirkaan)

Jika energi berhenti diberikan, elektron yang telah tereksitasi kemudian akan kembali ke level terendahnya, yakni level dasar. Ketika kembali ke tingkat dasarnya elektron akan memancarkan sejumlah energi dalam bentuk cahaya. Energi yang dipancarkan selalu menunjukkan jumlah yang sama pada tiap tingkat eksitasi. Hal inilah yang membuktikan bahwa elektron bergerak dengan tingkat orbit tertentu.

Namun patut menjadi catatan, berbagai literatur selalu memberikan model atom Bohr dengan lintasan-lintasan orbit seperti tata surya, Dengan jumlah elektron lebih dari satu. Namun pada kenyataannya model atom Bohr ini hanya menjelaskan pada atom berelektron 1 yakni hidrogen. Bohr tidak dapat menjelaskan spektrum atom yang memiliki lebih dari 1 elektron. Pointnya hanya menjelaskan elektron di dalam atom bergerak mengorbit inti dan berada pada tingkat energi tertentu. Model atom Bohr kemudian akan menjadi penting setelah mengalami perbaikan pada teori atom berikutnya.

1.2.5 Model Atom Mekanika Kuantum

Erwin Schrodinger pada tahun 1926 berhasil menerapkan konsep sifat gelombang materi pada struktur elektron dalam sebuah atom. Penerapan ini juga dapat dengan mudahnya menjelaskan model atom Hidrogen yang dicetuskan oleh Bohr.



Gambar 1.8. Model atom mekanika kuantum
(Sumber : [shutterstock.com/id/g/emirkaan](https://www.shutterstock.com/id/g/emirkaan))

Elektron dianggap sebagai fungsi gelombang. Hal ini menyebabkan fenomena elektron bergerak pada tingkat energi tertentu dapat dijelaskan. Fungsi gelombang elektron dalam atom inilah yang disebut sebagai orbital.

Mekanika kuantum memberikan gambaran setidaknya untuk dua hal utama bagi elektron yakni energi dan pola gelombangnya. Tingkat energi penting untuk diketahui karena sebagian besar berada dalam keadaan stabil (*ground state*). Sehingga penting untuk menentukan level energi suatu elektron pada kondisi stabilnya. Bentuk pola gelombang elektron menggambarkan seberapa besar kemungkinan menemukan elektron dalam wilayah tersebut (Jespersen, N.D., 2012).

Kedua hal tersebut disusun dalam konsep bilangan kuantum.

1. Bilangan kuantum utama (n)



Gambar 1.9. Kulit atom
(Sumber : [shutterstock.com/id/g/Dream01](https://www.shutterstock.com/id/g/Dream01))

Bilangan kuantum ini menunjukkan elektron tersebut berada pada kulit ke berapa. Nilai $n=1$ menunjukkan elektron tersebut berada pada kulit 1, $n=2$ pada kulit ke-2 dst. Jika merujuk pada tingkat energi maka semakin besar nilai n maka makin besar juga energi nya.

2. Bilangan kuantum azimuth (l)

Setiap kulit memiliki kelompok-kelompok orbital tertentu di dalamnya. Elektron akan berada berdasarkan tingkat energinya. Kelompok orbital yang berada dalam setiap kulit ini disebut sebagai sub kulit, inilah yang ditandai dengan bilangan kuantum azimuth. Nilai l pada setiap pada setiap kulit (n) dapat dilihat pada tabel ;

Tabel 1.1. hubungan n dan l

Kulit ke- (n)	Subkulit (l)
1	0
2	0,1
3	0,1,2
4	0,1,2,3
5	0,1,2,3,4
n	0,1,2, ... ($n-1$)

Sumber : Jespersen, N.D., 2012

Tabel tersebut menunjukkan bahwa di dalam kulit ke-1 hanya terdapat subkulit 0, Pada kulit ke-2 terdapat subkulit 0 dan subkulit 1 dst. Untuk memudahkan pembacaan maka subkulit biasanya dinotasikan dengan huruf sebagai berikut.

$0=s$, $1=p$, $2=d$, $3=f$, $4=g$ dst.

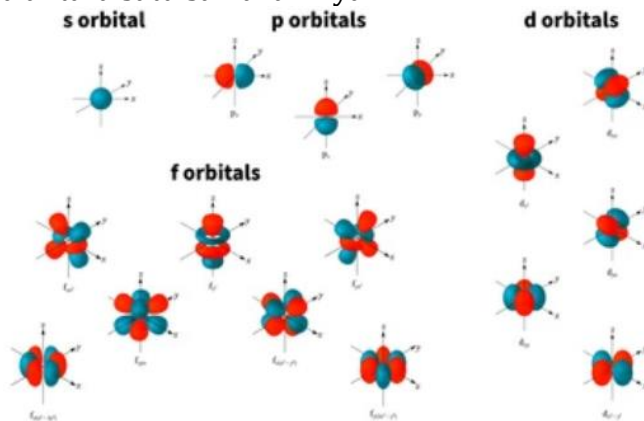
Sebagai contoh sebuah elektron memiliki notasi bilangan kuantum $3d$. Hal ini menandakan eletron tersebut berada pada kulit ke-3 dan didalam kulit tersebut elektron berada pada subkulit ke-2.

Seperti pada bilangan kuantum utama, jika elektron berada pada kulit yang sama namun berbeda subkulit maka energinya juga akan berbeda. Semakin besar nilai l nya maka

makin besar energinya. Sebagai contoh energi elektron 4s lebih kecil dibandingkan dengan elektron 4f.

3. Bilangan kuantum magnetik (m)

Jika merunut dari 2 bilangan kuantum sebelumnya, maka didapatkan gambaran sebagai berikut. Atom memiliki kulit-kulit, setiap kulit memiliki subkulit tempat beberapa orbital berada. Orbital inilah yang dimaksud pada bilangan kuantum magnetik. Orbital ini adalah tempat dengan peluang terbesar dimana anda dapat menemukan elektron. Bentuk orbital ini berbeda antara satu sama lainnya.



Gambar 1.10. Bentuk orbital

(Sumber : shutterstock.com/id/g/pOrbital.com)

Nilai m berada pada $-l$ sampai $+l$. Itu berarti, pada subkulit p (ingat p simbol untuk subkulit 1). Itu berarti orbital yang berada di dalam subkulit p adalah -1, 0, +1. Sehingga untuk subkulit p memiliki 3 orbital di dalamnya.

Tabel berikut memberikan hubungan antara ketiga bilangan kuantum:

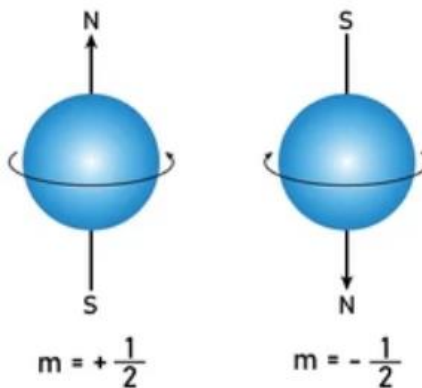
Tabel 1.2. Hubungan n, l, dan m

Kulit ke- (n)	Subkulit (l)	Orbital (m)	Jumlah orbital dalam setiap subkulit
1	0	0	1
2	0	0	1
	1	-1,0,+1	3
3	0	0	1
	1	-1,0,+1	3
	2	-2,-1,0,+1,+2	5
4	0	0	1
	1	-1,0,+1	3
	2	-2,-1,0,+1,+2	5
	3	-3,-2,- 1,0,+1,+2,+3	7
dst			

Sumber : Jespersen, N.D., 2012

4. Bilangan kuantum spin (s)

Setiap orbital terdapat dua elektron di dalamnya. Elektron bertindak seperti magnet kecil. Elektron kemudian saling berinteraksi tergantung dengan orientasi putarannya.



Gambar 1. 11. Orientasi putaran elektron
(Sumber : shutterstock.com/id/g/Dream01)

Secara keseluruhan dapat ditarik garis besar untuk elektron dalam model atom mekanika kuantum.

1. Setiap atom memiliki inti yang tersusun dari proton dan neutron
2. Atom memiliki kulit-kulit dengan energi terendah yang paling dekat inti dan tertinggi paling jauh dari kulit
3. Setiap kulit memiliki subkulit
4. Setiap subkulit memiliki orbital dengan bentuk tertentu
5. Setiap orbital memiliki maksimal 2 elektron di dalamnya
6. Elektron di dalam orbital berotasi dengan dengan orientasi yang berlawanan dengan pasangannya
7. Konfigurasi elektron dimulai dari tingkat energi terendah sampai ke yang tertinggi (1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p)

1.3 Penutup

Bahasan mengenai bidang kimia ini selalu beririsan dengan aktifitas ilmuwan di bidang fisika kuantum. Penemuan mengenai penyusun partikel subatomik terus berlangsung. Seiring bertambahnya instrumentasi yang dibuat oleh ilmuwan tersebut.

Namun perkembangan ilmu kimia dalam berbagai subcabang keilmuan kimia masih sangat relevan dengan model atom mekanika kuantum. Berbagai sifat kimia senyawa masih sangat bisa dijelaskan dengan teori mekanika kuantum.

DAFTAR PUSTAKA

- Bruton, J. G. 1966. *The Story of Western Science*. New York : Cambridge University Press.
- Chang, R. & Goldsby, K.A., 2016. *Chemistry 12th Edition*. Florida : Mc Graw Hill Education
- Dream01, (n.d.). energy levels of an atom diagram. Bohr model of an atom. vector illustration. Diakses pada 24 Januari 2024, dari <https://shutterstock.com/id/g/ Dream01>
- Emir Kaan, (n.d.). Atom Models Scientist And Years solid sphere model plum pudding model planet model quantum model. Diakses pada 24 Januari 2024, dari <https://shutterstock.com/id/g/emirkaan>
- Griffit, D., 2008. *Introduction to Elementary Particles 2nd Edition*. Weinheim : Wiley VCH.
- Ishigami, M., Chen, J. H., Cullen, W. G., Fuhrer, M. S., & Williams, E. D. (2007). Atomic structure of graphene on SiO₂. *Nano letters*, 7(6), 1643-1648.
- Jespersen, N.D. & Brady, J.E., 2012. *Chemistry : The Molecular Nature of Matter*. New York : Wiley
- Perkins, D.H., 1999. *Introduction to High Energy Physics 4th Edition*. Cambridge : Cambridge University Press
- pOrbital.com, (n.d.). Electron jump from lower energy to higher energy in hydrogen and energy is absorbed Bohr atomic model atom structure theory nucleus absorption shell orbit principal quantum numbers. Diakses pada 24 Januari 2024, dari <https://shutterstock.com/id/g/ pOrbital.com>
- Pyatt, dkk. 2014. *Atomic Structure*. California : Flexbook
- Sergey Merkulov, (n.d.). Percobaan foil emas Rutherford. Diakses pada 24 Januari 2024, dari <https://shutterstock.com/id/g/ Sergey Merkulov>

BAB 2

IKATAN KOORDINAT: SIFAT DAN PEMBENTUKAN SENYAWA KOORDINAT

Oleh Efbertias Sitorus

2.1 Pendahuluan

Selama tiga puluh tahun terakhir, bidang kimia anorganik telah mengalami pengayaan yang signifikan karena kemajuan dalam organokimia logam. Kemajuan ini didorong dan dipandu oleh kemajuan yang dicapai dalam konsep dasar kimia koordinasi. Katalis utama evolusi dalam bidang ilmiah ini adalah intrik dan daya tarik seputar zat-zat baru. Ketertarikan terhadap material baru ini berasal dari peningkatan pemahaman prinsip-prinsip dasar yang menghasilkan terobosan luar biasa dalam metodologi sintesis, kombinasi material, dan penyelidikan sifat fisik zat. Eksplorasi ini bahkan meluas hingga kemajuan ilmu pengetahuan mendasar (Saputro, 2015).

Perkembangan peralatan instrumentasi canggih telah memberikan para ahli kimia sarana untuk menyelidiki sifat rumit senyawa kompleks, termasuk ikatan, struktur, dan sifat-sifatnya. Selain itu, kemajuan ini juga mengungkap teka-teki yang masih belum terpecahkan pada awal tahun 1900-an. Selain itu, pentingnya dan potensi penerapan kimia koordinasi di bidang-bidang seperti kedokteran, industri, dan pertambangan semakin menekankan pentingnya mempelajari disiplin ini (Press, 2021).

Bidang kimia mendalami konsep ikatan kimia yang timbul dari gaya tarik menarik antar partikel yang terikat satu sama lain. Ikatan kimia ini memainkan peran penting dalam menentukan sifat kimia dan fisik suatu senyawa, termasuk konduktivitas, polaritas, reaktivitas, struktur molekul, warna, sifat magnetik, dan titik didih tinggi (Subandi, 2021). Berbagai teori tentang ikatan kimia memberikan penjelasan atas sifat-sifat ini, sehingga

memungkinkan pemahaman yang komprehensif tentang senyawa (Marliza *et al.*, 2023).

“Ikatan Molekuler” adalah teori yang menjelaskan ikatan kimia dan kaitannya dengan sifat fisik dan kimia senyawa dan ion kompleks. Melalui ikatan molekul ini, kita dapat memahami fenomena seperti variasi titik didih dan kelarutan .

Pembentukan molekul atau kombinasi ion difasilitasi oleh adanya gaya tarik menarik yang kuat yang dikenal sebagai ikatan kimia antar atom tertentu. Ikatan ini berfungsi untuk meningkatkan stabilitas sistem (Chyndy, 2022). Melalui proses ikatan kimia, dua atom atau lebih dapat bersatu membentuk molekul, dengan mengikuti aturan oktet. Proses fisik ikatan kimia ini bertanggung jawab atas gaya interaksi tarik menarik yang menjamin stabilitas senyawa diatomik atau poliatomik (Chyndy, 2022). Ada dua jenis utama ikatan kimia: ikatan primer dan ikatan sekunder. Di alam, atom mempunyai kecenderungan untuk bergabung satu sama lain membentuk molekul atau ion. Ketika atom-atom berada dalam jarak yang berdekatan, elektron-elektronnya berinteraksi, menghasilkan susunan elektron baru di sekitar inti yang memiliki energi potensial total lebih rendah dibandingkan ketika atom-atomnya terpisah. Ikatan kimia adalah gaya yang diperlukan untuk mengubah atom bebas, yang hanya terdapat sebagai gas mulia dalam kondisi tekanan dan suhu normal, menjadi molekul atau ion (Sastrohamidjojo, 2018).

2.2 Kestabilan Atom

Atom yang mempunyai ketahanan terhadap ikatan dengan atom lain tergolong atom stabil. Gas mulia yang termasuk dalam kategori ini dikenal karena kestabilannya. Konsep stabilitas atom, sebagaimana didefinisikan oleh G.N. Lewis dan Kossel, berkisar pada susunan elektron di dalam atom. Gas mulia mempunyai konfigurasi elektron yang lengkap sehingga sangat stabil. Konfigurasi elektron atom stabil adalah sebagai berikut (Ningsih, 2019) :

${}^2\text{He}$: 2

${}^{10}\text{Ne}$: 2 . 8

${}^{18}\text{Ar}$: 2 . 8 . 8

${}^{36}\text{Kr}$: 2 . 8 . 18. 8

$_{54}\text{Xe}: 2 . 8 . 18 . 18 . 8$

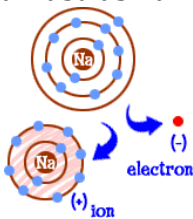
Atom dapat mencapai kestabilan konfigurasi elektroniknya dengan memiliki 2 elektron terluar (duplet) seperti Helium atau 8 elektron terluar (oktet) seperti gas mulia. Ada dua metode untuk mencapai konfigurasi elektron seperti gas mulia: membentuk ion atau berbagi pasangan elektron.

1. Membentuk Ion

Melalui proses ionisasi, sebuah atom mempunyai kemampuan untuk melepaskan elektronnya sendiri atau memperoleh elektron dari atom tetangganya, sehingga menghasilkan pembentukan ion. Fenomena ini terjadi karena kecenderungan inheren atom untuk berusaha mencapai keadaan energi potensial yang lebih rendah.

Atom dengan energi ionisasi rendah mempunyai kecenderungan untuk melepaskan elektron sehingga menghasilkan pembentukan ion positif, sedangkan atom dengan afinitas elektron tinggi mempunyai kecenderungan untuk menarik dan mengikat elektron sehingga menghasilkan ion negatif :

Atom-atom pada golongan 1A dan 2A memiliki energi ionisasi yang rendah sehingga rentan membentuk ion positif yang disebut kation. Sebaliknya, atom-atom pada Golongan 6A dan 7A mempunyai afinitas elektron yang tinggi sehingga membentuk ion negatif yang disebut anion. Hal ini dapat diilustrasikan dengan contoh berikut (Ningsih, 2019):



Dengan melepaskan elektron dari kulit terluarnya, atom natrium ($_{11}\text{Na}$) dengan konfigurasi elektron 2.8.1 berubah menjadi ion Na^+ . Proses ini dapat direpresentasikan sebagai $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$, menghasilkan konfigurasi elektron 2,8, yang sangat mirip dengan konfigurasi elektron atom gas mulia Neon ($_{10}\text{Ne}$). Dengan demikian, transformasinya dapat dinyatakan sebagai $_{11}\text{Na} \rightarrow 2 . 8 . 1$ membentuk $\text{Na}^+ \rightarrow 2 \text{ ion} . 8$

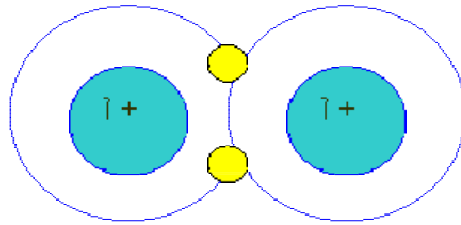
Untuk mencapai konfigurasi yang mirip dengan atom 10Ne (2.8.), atom Fluor (9F) dengan konfigurasi elektron 2.7. mempunyai kecenderungan menarik elektron untuk melengkapi 8 elektron pada kulit terluarnya. Hal ini menghasilkan pembentukan ion F^- , dengan konfigurasi elektron 2,8. Prosesnya dapat direpresentasikan sebagai $\text{F} + e \rightarrow \text{F}$, mengubah konfigurasi elektron dari 2,7. menjadi 2.8.

Senyawa stabil dapat terbentuk jika ion-ion dengan muatan berbeda-beda bersatu. Koneksi yang dihasilkan antara ion-ion ini disebut sebagai ikatan ionik (Ningsih, 2019).

2. Menggunakan Pasangan Elektron Bersama

Atom dengan energi ionisasi tinggi menghadapi tantangan dalam melepaskan elektronnya, sehingga sulit bagi atom untuk membentuk ion positif dalam upaya mencapai stabilitas. Demikian pula, atom dengan afinitas elektron rendah mengalami kesulitan dalam mencapai stabilitas dan membentuk ion negatif. Akibatnya, atom yang kesulitan membentuk ion cenderung memilih pembentukan pasangan elektron bersama.

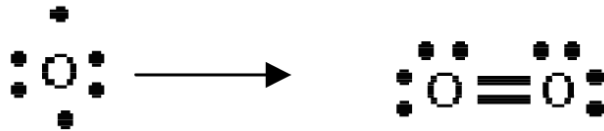
Model simbol Lewis digunakan untuk merepresentasikan elektron dalam atom melalui tulisan atau penggambaran. Dalam model ini, simbol unsur melambangkan inti dan elektron bagian dalam, sedangkan titik di sekelilingnya melambangkan elektron valensi. Untuk membuat simbol Lewis, mulailah dengan menempatkan satu titik pada setiap sisi (atas, bawah, kiri, kanan) dan kemudian lanjutkan mencocokkan titik-titik tersebut hingga semuanya digunakan : Dengan bergabung dengan atom hidrogen tambahan, 1H dapat membentuk konfigurasi menyerupai gas Helium (2He) dan menghasilkan H_2 .



Gambar 2.1. Molekul hidrogen

$8O : 2 \cdot 6 \rightarrow$ sulit membentuk ion

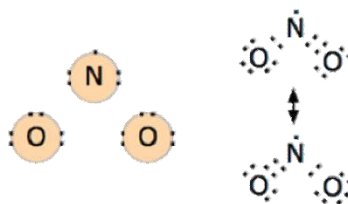
Dengan membentuk pasangan elektron, atom oksigen memiliki kemampuan untuk bergabung dengan atom lain



Gambar 2.2. Pembentukan molekul oksigen

Dengan menggabungkan dua elektron oksigen di sebelah kiri dengan dua elektron oksigen di sebelah kanan, kedua atom dapat memanfaatkan keduanya secara kolektif, sehingga setiap atom oksigen memiliki total 8 elektron di kulit terluarnya (Ningsih, 2019).

Pasangan elektron yang tercipta melalui ikatan atom dapat berasal dari salah satu atau kedua atom yang terlibat. Dalam contoh di atas, pasangan elektron bersama disumbangkan oleh kedua atom. Sebaliknya, contoh berikut menunjukkan bahwa elektron yang digunakan hanya disediakan oleh salah satu atom. Secara spesifik, nitrogen (N) memiliki 5 elektron pada kulit terluarnya dan dapat membentuk ikatan dengan dua atom oksigen (O), yang masing-masing memiliki 6 elektron pada kulit terluarnya (Ningsih, 2019).



Gambar 2.3. Pembentukan molekul NO_2

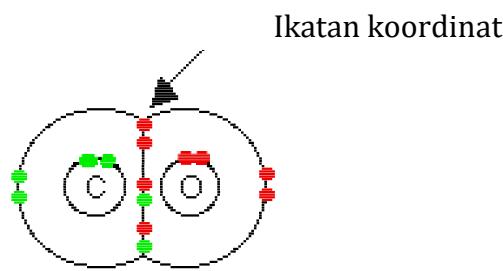
2.3 Ikatan Koordinasi

Studi tentang kimia koordinasi melibatkan sintesis senyawa dengan membentuk ikatan kovalen koordinasi antara logam atau ion logam dan ion atau molekul netral. Ketika spesies basa Lewis menyumbangkan sepasang elektron ke spesies asam Lewis, ikatan kovalen koordinasi terbentuk. Interaksi ini menjadi dasar istilah "kimia koordinasi", yang sering kali didefinisikan sebagai eksplorasi pembentukan senyawa dari asam Lewis dan basa Lewis. Senyawa yang dihasilkan biasa disebut senyawa koordinasi, atau lebih dikenal dengan senyawa kompleks. Dalam literatur internasional, senyawa kompleks merupakan terminologi yang lebih disukai dibandingkan senyawa koordinasi. Spesies asam Lewis, yang mencakup logam atau ion logam dalam senyawa kompleks, memiliki kemampuan untuk menerima pasangan elektron yang disumbangkan oleh satu atau lebih ligan. Dalam senyawa kompleks yang mengandung banyak ligan, logam atau ion logam mengambil posisi sentral dan dikelilingi oleh ligan. Atom pusat dalam senyawa kompleks ini disebut sebagai atom pusat. Biasanya, logam transisi adalah pilihan yang lebih disukai untuk atom pusat dalam senyawa kompleks karena kecenderungannya untuk membentuk senyawa atau ion tersebut. Akibatnya, literatur kimia koordinasi sebagian besar berfokus pada studi senyawa kompleks yang memiliki atom pusat logam transisi. Meskipun demikian, senyawa kompleks dengan atom pusat tersusun dari logam non-transisi, seperti natrium (Na), kalium (K), berilium (Be), dan magnesium (Mg), juga dapat ditemui. Ini termasuk $[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_6]^+$, $[\text{K}(\text{H}_2\text{O})_8]^+$, $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, dan $[\text{MgBr}_2(\text{C}_2\text{H}_7\text{N})_3]$ (Budi, 2022).

Ketika ikatan kovalen koordinasi terbentuk, elektron dibagi antara dua atom, namun hanya satu atom yang menyumbangkan elektron sedangkan atom lainnya tidak. Jenis ikatan ini dapat terjadi ketika salah satu atom yang terlibat memiliki pasangan elektron bebas (PEB).

Suatu ikatan terjalin melalui pertukaran sepasang elektron, yang berasal dari salah satu atom yang terlibat dalam ikatan tersebut (dikenal sebagai Pasangan Elektron Bebas atau PEB). Atom lain dalam ikatan hanya menerima pasangan elektron bersama. Ikatan datif, dilambangkan dengan panah kecil yang menunjuk dari atom

donor ke akseptor pasangan elektron, melambangkan pasangan elektron ikatan (PEI) (Budi, 2022).

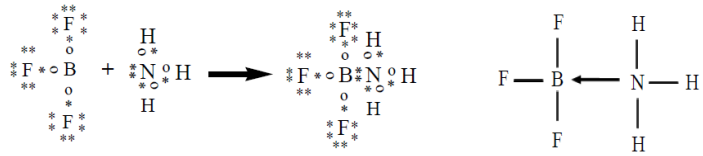


Gambar 2.4. Pembentukan ikatan kovalen koordinasi

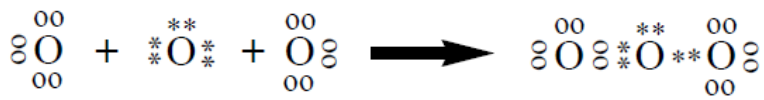
Ilustrasi utama ikatan kovalen koordinasi dapat diamati pada reaksi antara amonia (NH3) dan boron triklorida (BCl3), yang menghasilkan pembentukan senyawa NH3BCl3. NH3 mengandung atom N yang mematuhi aturan oktet dan memiliki kumpulan elektron yang tidak berpasangan. Sebaliknya, BCl3 memiliki semua elektron valensi berpasangan tetapi gagal memenuhi aturan oktet. Dalam skenario khusus ini, atom N (berasal dari NH3) dan atom B (berasal dari BCl3) membentuk ikatan dengan saling berbagi pasangan elektron bebas dari atom N (Budi, 2022).

Contoh :

Terbentuknya senyawa BF₃-NH₃



Terbentuknya molekul ozon (O3)



Untuk memastikan bahwa semua atom oksigen dalam molekul O₃ memenuhi aturan oktet, oksigen pusat harus menyumbangkan kedua elektron dalam ikatan O-O tunggal.

Rumus struktur Ozon (O_3) dapat direpresentasikan sebagai $O=O-O$.

Pentingnya kimia koordinasi dan senyawa rumitnya tidak dapat dilebih-lebihkan, karena mereka memainkan peran penting dalam berbagai aspek kehidupan kita sehari-hari, mulai dari vitamin esensial hingga upaya pertambangan. Akibatnya, gagasan kimia koordinasi dan senyawa kompleks menemukan kegunaan praktis di berbagai sektor industri, termasuk finishing logam, fotografi, dan pertambangan. Faktanya, warna menawan yang menghiasi perhiasan Anda adalah buktinya.

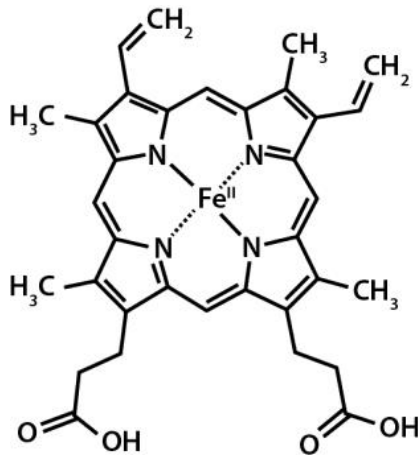
Senyawa kompleks dapat menjadi sumbernya, seperti yang terlihat pada industri farmasi dimana senyawa kompleks tertentu dianggap menjanjikan atau telah digunakan sebagai obat kanker. zMaksud dari pemaparan contoh-contoh lugas berikut ini adalah untuk menggugah semangat Anda dalam mempelajari modul ini, yang mendalami disiplin ilmu yang mempunyai kaitan langsung dengan dunia tempat kita tinggal (Budi, 2022).

Garam Dapur

Sudah menjadi rahasia umum bahwa komponen utama garam meja, yang sering kita gunakan untuk meningkatkan cita rasa makanan kita, adalah $NaCl$, yang juga dikenal sebagai natrium klorida. Ketika garam dilarutkan dalam air atau ditambahkan ke dalam semangkuk sup, molekul $NaCl$ akan mengalami ionisasi, menghasilkan pembentukan ion kompleks $[Na(H_2O)_6]^+$ yang memberikan kita kenikmatan (Budi, 2022).

Haemoglobin

Tubuh manusia bergantung pada darah untuk berbagai fungsi, termasuk transportasi oksigen ke seluruh tubuh. Air merupakan penyusun utama darah, namun oksigen tidak mudah larut dalam air. Hemoglobin, komponen penting darah, memainkan peran penting dalam mengikat oksigen. Hemoglobin terdiri dari empat rantai polipeptida, masing-masing mengandung gugus heme dengan ion besi. Ion besi berfungsi sebagai tempat pengikatan satu molekul oksigen, sehingga setiap molekul hemoglobin dapat mengikat hingga empat molekul oksigen (Budi, 2022).

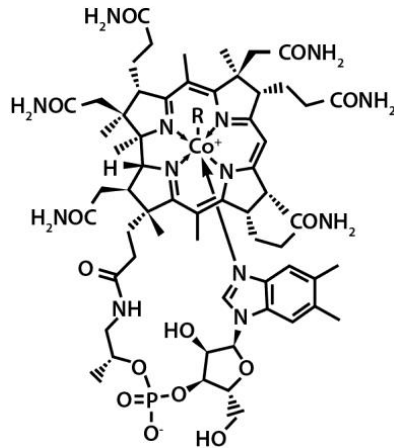


Gambar 2.5. Heme dengan Satu Ion Besi (Fe^{2+})

Vitamin B12

Memainkan peran penting dalam menjaga kesehatan otak, sistem saraf, dan pembentukan sel darah, Vitamin B12 adalah vitamin yang larut dalam air. Itu termasuk dalam kategori vitamin neurotropik, bersama dengan Vitamin B1 dan Vitamin B6. Dengan memastikan asupan vitamin neurotropik yang cukup, seseorang dapat memperbaiki ketidakseimbangan metabolisme dalam sistem saraf dan mempertahankan fungsi saraf yang optimal. Sangat penting untuk menjaga asupan Vitamin B12 yang cukup, terutama bagi individu yang berusia di atas 40 tahun, karena kekurangan vitamin B12 dapat meningkatkan kerentanan terhadap neuropati. Untuk mencapai hal ini, dianjurkan untuk memperoleh vitamin neurotropik tersebut dari sumber alami seperti telur, ikan, kerang, daging (terutama hati), unggas, susu, dan produk susu.

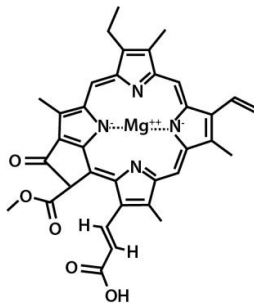
Vitamin B12 yang kita bahas adalah senyawa yang sangat kompleks, menampilkan ion kobalt pada intinya dan porfirin sebagai ligan. Lihatlah gambar yang disediakan, yang menampilkan struktur molekul vitamin B12 yang rumit (Budi, 2022)



Gambar 2.6. Vitamin B12

Klorofil

Tumbuhan, sebagai organisme hidup, memiliki kemampuan luar biasa untuk menghasilkan makanannya sendiri melalui proses fotosintesis. Prestasi luar biasa ini dimungkinkan oleh adanya klorofil, pigmen yang ditemukan di dalam tumbuhan yang memungkinkan mereka memanfaatkan energi sinar matahari. Konsep tumbuhan yang menghasilkan makanannya sendiri telah lama tertanam dalam pemahaman kita, terutama dalam pelajaran biologi ketika kita mempelajari seluk-beluk rantai makanan. Namun, yang mungkin tidak Anda sadari adalah sifat rumit dari klorofil itu sendiri. Ini bukan senyawa sederhana, melainkan susunan kompleks yang terdiri dari porfirin yang terikat pada ion magnesium (Mg^{2+}). (Budi, 2022).



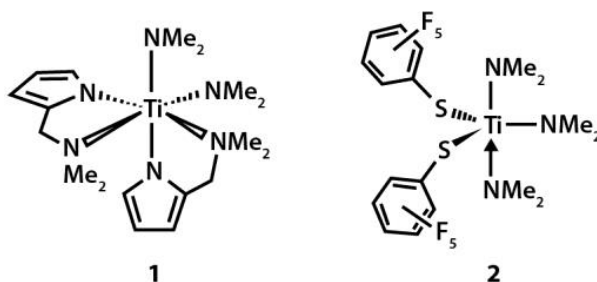
Gambar 2.7. Klorofil

Pengobatan Kanker

Senyawa yang bersifat kompleks telah menarik perhatian karena potensi penggunaannya dalam bidang farmasi, khususnya dalam bidang pengobatan kanker. Senyawa kompleks yang memiliki atom pusat platinum dan rhodium adalah contoh utama senyawa tersebut, karena senyawa tersebut telah menunjukkan sifat antitumor dalam berbagai penelitian dan uji klinis yang dipublikasikan. Di antara kompleks ini, cis-diammine-dichloroplatinum(II) (cisplatin) telah menarik minat yang signifikan di kalangan peneliti di bidang ini (Budi, 2022).

Industri

Senyawa kompleks dapat digunakan sebagai katalis dalam berbagai proses industri. Katalis ini memainkan peran penting dalam meningkatkan efisiensi proses, khususnya dengan memungkinkan reaksi lebih cepat dan mengurangi konsumsi energi. Gambar 1.10 menampilkan ilustrasi senyawa kompleks titanium, yang berfungsi sebagai katalis teladan dalam konteks ini (Budi, 2022).



Gambar 2.8. Kompleks Titanium yang Digunakan sebagai Katalis

DAFTAR PUSTAKA

- Budi, S. 2022. 'Pengenalan tentang Kimia Koordinasi, Atom Pusat, dan Ligan'.
- Chyndy, A.L. 2022. 'Pengembangan Ular Tangga Kimia Modifikasi Permainan Truth Or Dare Pada Materi Ikatan Kimia Di Sekolah Berbasis Podok Pesantren'. Universitas Muhammadiyah Semarang.
- Marliza, H. *et al.* 2023. *KIMIA DASAR: Teori Komprehensif*. PT. Sonpedia Publishing Indonesia.
- Ningsih, R.F. 2019. 'Pengembangan Modul Pada Materi Ikatan Kimia di SMA Negeri 2 Takengon'. UIN AR-RANIRY.
- Press, U.G.M. 2021. *Pemikiran Guru Besar Universitas Gadjah Mada Menuju Indonesia Maju 2045: Bidang Sains dan Teknologi*. UGM PRESS.
- Saputro, A.N.C. 2015. *Buku Ajar: Konsep Dasar Kimia Koordinasi*. Deepublish.
- Sastrohamidjojo, H. 2018. *Kimia dasar*. Ugm Press.
- Subandi, M.A. 2021. *Pemikiran Guru Besar Universitas Gadjah Mada Menuju Indonesia Maju 2045: Bidang Sosial Humaniora*. UGM PRESS.

BAB 3

IKATAN HIDROGEN: KEKUATAN DAN PERANANNYA DALAM SENYAWA KIMIA

Oleh Faradisa Anindita

3.1 Pendahuluan

Ikatan Hidrogen: Kekuatan dan Peranannya dalam Senyawa Kimia" mencerminkan kompleksitas serta pentingnya ikatan hidrogen dalam konteks kimia. Ikatan hidrogen merupakan interaksi kunci di antara molekul-molekul, menempati peran penting sebagai jembatan antara ikatan nonkovalen yang lemah dan ikatan kovalen yang kuat.

Buku ini mungkin menggali sejarah perkembangan pemahaman ilmiah terhadap ikatan hidrogen, dimulai dari penemuan awal hingga pemahaman kontemporer. Menyoroti konsep-konsep dasar dan prinsip-prinsip ikatan hidrogen, buku ini mungkin juga membahas eksperimen dan penelitian terkini yang mendalam tentang sifat-sifat ikatan ini.

Selain itu, buku tersebut mungkin menjelaskan peran ikatan hidrogen dalam membentuk struktur molekuler dan memengaruhi sifat-sifat kimia dan fisika suatu senyawa. Ini dapat mencakup kaitannya dengan reaktivitas kimia, stabilitas struktur molekuler, dan dampaknya terhadap berbagai fenomena dalam ilmu kimia.

Buku ini juga mungkin memberikan wawasan tentang bagaimana pemahaman tentang ikatan hidrogen telah membuka pintu bagi perkembangan desain molekuler dan aplikasinya dalam berbagai bidang, seperti kimia obat, material, dan biologi.

Dengan demikian, buku ini akan merangkum signifikansi ikatan hidrogen dalam konteks ilmu kimia dan mengilustrasikan bagaimana pemahaman yang lebih dalam terhadap fenomena ini

dapat memberikan kontribusi pada pengembangan pengetahuan dan aplikasi praktis dalam berbagai bidang sains dan teknologi.

3.2 Dasar Teori Ikatan Hidrogen

3.2.1 Definisi Ikatan Hidrogen

Ikatan hidrogen adalah interaksi tarik-menarik antara atom hidrogen dari suatu molekul atau fragmen molekuler X-H di mana X lebih elektronegatif daripada H, dan atom atau kelompok atom dalam molekul yang sama atau berbeda, di mana terdapat bukti pembentukan ikatan (Arunan dkk., 2011).

Sebuah ikatan hidrogen tipikal dapat digambarkan sebagai X-H...Y-Z, di mana tiga titik menunjukkan ikatan tersebut. X-H mewakili donor ikatan hidrogen. Akseptor dapat berupa atom atau anion Y, atau fragmen atau molekul Y-Z, di mana Y terikat pada Z. Dalam beberapa kasus, X dan Y adalah sama. Dalam kasus yang lebih spesifik, X dan Y adalah sama, dan jarak X-H dan Y-H sama sehingga menghasilkan ikatan hidrogen simetris. Dalam setiap keadaan, akseptor adalah daerah kaya elektron, tetapi tidak terbatas pada sepasang elektron tunggal dari Y atau sepasang ikatan π dari Y-Z (Arunan dkk., 2011).

Bukti pembentukan ikatan hidrogen dapat bersifat eksperimental atau teoretis, atau idealnya, kombinasi dari keduanya. Beberapa kriteria yang berguna sebagai bukti dan beberapa karakteristik khas untuk ikatan hidrogen, tidak selalu eksklusif, tercantum di bawah ini. Semakin banyak kriteria yang terpenuhi, semakin dapat diandalkan karakterisasi sebagai ikatan hidrogen (Arunan dkk., 2011).

3.2.2 Kriteria Ikatan Hidrogen

Menurut Arunan dkk., (2011) beberapa kriteria ikatan hidrogen adalah sebagai berikut:

1. Gaya yang terlibat dalam pembentukan ikatan hidrogen berasal dari interaksi elektrostatis, yang timbul dari transfer muatan antara donor dan akseptor yang menghasilkan pembentukan ikatan kovalen parsial antara H dan Y, dan yang berasal dari dispersi.

2. Atom X dan H terikat kovalen satu sama lain dan ikatan X-H terpolarisasi, kekuatan ikatan H---Y meningkat seiring dengan peningkatan elektronegativitas X.
3. Sudut X-H---Y biasanya linear (180°) dan semakin mendekati 180° , semakin kuat ikatan hidrogen dan semakin pendek jarak H---Y.
4. Panjang ikatan X-H biasanya meningkat pada pembentukan ikatan hidrogen sehingga menghasilkan pergeseran merah dalam frekuensi peregangan X-H pada spektrum inframerah dan peningkatan dalam penampang lintasan serapan inframerah untuk vibrasi peregangan X-H. Semakin besar pemanjangan ikatan X-H dalam X-H---Y, semakin kuat ikatan H---Y. Secara bersamaan, mode vibrasi baru dihasilkan yang terkait dengan pembentukan ikatan H---Y.
5. Ikatan hidrogen X-H---Y-Z menghasilkan karakteristik NMR yang khas, yang umumnya mencakup pergeseran proton yang mencolok untuk H dalam X-H, melalui kopling spin-spin ikatan hidrogen antara X dan Y, dan peningkatan *Overhauser* nuklir.
6. Energi Gibbs pembentukan ikatan hidrogen harus lebih besar daripada energi termal sistem agar ikatan hidrogen dapat dideteksi secara eksperimental.

3.2.3 Karakteristik Ikatan Hidrogen

Menurut Arunan dkk. (2011) beberapa karakteristik ikatan hidrogen adalah sebagai berikut :

1. pKa dari X-H dan pKb dari Y-Z dalam pelarut tertentu berkorelasi kuat dengan energi ikatan hidrogen yang terbentuk di antara mereka.
2. Ikatan hidrogen terlibat dalam reaksi transfer proton ($X-H \cdots Y \rightarrow X \cdots H-Y$) dan dapat dianggap sebagai prekursor yang teraktivasi sebagian pada reaksi tersebut.
3. Jaringan ikatan hidrogen dapat menunjukkan fenomena kooperatifitas, yang menyebabkan penyimpangan dari aditif berpasangan dalam sifat ikatan hidrogen.
4. Ikatan hidrogen menunjukkan preferensi arah dan mempengaruhi mode pengepakan dalam struktur kristal.

5. Perkiraan perpindahan muatan pada ikatan hidrogen menunjukkan bahwa energi interaksi berkorelasi baik dengan besarnya perpindahan muatan antara donor dan akseptor.
6. Analisis topologi kerapatan elektron sistem ikatan hidrogen biasanya menunjukkan jalur ikatan yang menghubungkan H dan Y dan titik kritis ikatan (3,-1) antara H dan Y.

3.3 Kekuatan Ikatan Hidrogen

Dalam dunia kimia, ikatan hidrogen berperan penting dalam berbagai proses biologi dan kimia. Kekuatan ikatan hidrogen merupakan topik yang sangat menarik dan penting dalam penelitian ilmiah. Ikatan hidrogen seringkali dianggap lemah dibandingkan dengan ikatan kimia lainnya, seperti ikatan kovalen atau ionik. Namun, kelemahan inilah yang menjadi kekuatan ikatan hidrogen. Ikatan hidrogen dapat dengan mudah terbentuk dan putus pada suhu kamar, menjadikannya penting dalam kimia kehidupan. Ikatan hidrogen seperti individu dalam suatu kelompok, lemah dan mudah diputus. Namun, ketika bertindak bersama, mereka menjadi lebih kuat dan bersandar satu sama lain, sebuah fenomena yang dikenal sebagai kooperatif. Kerja sama ini didasarkan pada prinsip bahwa "1+1 lebih dari 2", yang memungkinkan ahli kimia mengembangkan struktur stabil melalui pembentukan ikatan hidrogen ganda yang dapat dibalik. Sifat kimia yang tepat dari ikatan hidrogen telah menjadi topik perdebatan selama bertahun-tahun. Namun, kemajuan dalam mekanika kuantum telah menyebabkan penerimaan universal terhadap sifat mekanika kuantum dari ikatan kimia (Velazquez, A, H. dan Hamelberg, D., 2011)(Maréchal, Y., 2007).

Selain itu, kekuatan ikatan hidrogen dapat bervariasi tergantung pada interaksi spesifik yang terlibat. Berbagai jenis energi interaksi, seperti elektrostatik, induksi, delokalisasi elektron, tolakan pertukaran, dan dispersi, semuanya berkontribusi terhadap energi keseluruhan ikatan hidrogen. Namun, untuk sebagian besar ikatan hidrogen normal baik dalam fase uap maupun fase kondensasi, deskripsi elektrostatik-ditambahkan-induksi memberikan perhitungan hampir kuantitatif mengenai gaya tarik menarik yang

bertanggung jawab atas interaksi tersebut (Buckingham, D, A., Bene, D, E, J. dan McDowell, C, A, S., 2008).

Ikatan hidrogen dapat terjadi antar molekul (ikatan hidrogen antarmolekul), dalam satu molekul (ikatan hidrogen intramolekul), atau sebagai kombinasi keduanya. Ikatan antarmolekul seringkali jauh lebih lemah dibandingkan ikatan intramolekul. Banyaknya gugus ikatan hidrogen dalam molekul obat mana pun akan sangat meningkatkan potensi kelarutannya dalam air. Beberapa ikatan hidrogen dan kekuatannya ditampilkan pada tabel 3.1.

Tabel 3.1. Ikatan hidrogen dan kekuatannya

Ikatan Hidrogen	Kekuatan Ikatan Hidrogen (kkal/mol)
F-H----F	7
O-H----O	4.5-7.6
O-H----N	4 – 7
C-H----elektron π	2 – 4
C-H----O	2 – 3
N-H ----O	2 – 3
N-H ----N	1.3

Sumber:<https://www.pharmacy180.com/article/classification-of-hydrogen-bonding-2067/>

Kekuatan ikatan hidrogen dalam kaitannya dengan energi panas pada suhu kamar menjadikannya penting dalam proses biologis. Ikatan hidrogen memainkan peran penting dalam menentukan struktur tersier protein dan asam nukleat, serta sifat termal polimer seperti nilon. Selain itu, ikatan hidrogen sangat penting dalam interaksi obat-reseptor. Mereka juga menimbulkan sifat unik, seperti air berbentuk cair pada suhu di bawah titik didihnya. Kemampuan air untuk membentuk ikatan hidrogen sebagai donor dan akseptor proton berkontribusi terhadap titik didih tinggi yang tidak normal dan koordinasi tetrahedral molekul air dalam es (Kreevoy, M, M, C, W, W., 2023).

Oleh karena itu, meskipun ikatan hidrogen secara individual mungkin lemah dan seringkali sulit dideteksi, kekuatannya terletak pada perilaku kolektif dan kerja sama yang ditunjukkannya.

Kekuatan ikatan hidrogen terletak pada perilaku kolektifnya dan fenomena kooperatif. Secara keseluruhan, kekuatan ikatan hidrogen tidak dapat dianggap remeh karena memainkan peran penting dalam berbagai proses biologis dan berkontribusi terhadap sifat unik zat seperti air dan nilon. Kesimpulannya, kekuatan ikatan hidrogen mungkin dianggap lemah jika dibandingkan dengan ikatan kimia lainnya, namun pentingnya ikatan tersebut tidak dapat dianggap remeh (Bianco, V., Iskrov, S. dan Franzese, G., 2011)

3.3.1 Faktor yang Mempengaruhi Kekuatan Ikatan Hidrogen

Kekuatan ikatan hidrogen dapat dipengaruhi oleh berbagai faktor. Beberapa faktor yang mempengaruhi kekuatan ikatan hidrogen antara lain keelektronegatifan atom yang terlibat, jarak antara atom hidrogen dan atom akseptor, dan sudut antara donor ikatan hidrogen, atom hidrogen, dan atom akseptor. Selain itu, keberadaan gugus fungsi lain dan atom tetangga juga dapat mempengaruhi kekuatan ikatan hidrogen. Faktor-faktor ini menentukan geometri dan aksesibilitas ikatan hidrogen, yang pada gilirannya mempengaruhi perubahan energi bebas yang terkait dengan ikatan tersebut. Kekuatan ikatan hidrogen dapat sangat bervariasi tergantung pada faktor-faktor ini. Misalnya, ikatan hidrogen yang lebih kuat mungkin memerlukan biaya desolvasi yang lebih tinggi, sehingga menghasilkan perolehan energi bebas bersih yang minimal (Bissantz dkk., 2010).

Salah satu faktor utama yang mempengaruhi kekuatan ikatan hidrogen adalah keelektronegatifan atom yang terlibat. Semakin elektronegatif suatu atom maka semakin kuat pula ikatan hidrogennya. Selain itu, jarak antara atom hidrogen dan akseptor juga berperan dalam menentukan kekuatan ikatan hidrogen. Jarak yang lebih pendek antara atom-atom ini menghasilkan ikatan hidrogen yang lebih kuat. Faktor lain yang mempengaruhi kekuatan ikatan hidrogen adalah sudut antara donor ikatan hidrogen, atom hidrogen, dan atom akseptor. Sudut ini idealnya antara 90° dan 180° untuk ikatan hidrogen yang optimal. Secara keseluruhan, ikatan hidrogen adalah jenis ikatan kimia yang relatif lemah. Namun, kepentingannya terletak pada keserbagunaan dan kemampuannya untuk mudah terbentuk dan pecah pada suhu kamar. Sifat ini

memungkinkan ikatan hidrogen memainkan peran penting dalam berbagai proses biologis, seperti pelipatan protein dan pengenalan molekul. Ikatan hidrogen sangat penting dalam menentukan struktur tersier protein dan asam nukleat, serta sifat termal polimer seperti nilon. Selain itu, ikatan hidrogen terlibat dalam interaksi obat-reseptor dan dapat menimbulkan sifat unik, seperti yang terlihat pada air. Kesimpulannya, kekuatan ikatan hidrogen dipengaruhi oleh faktor-faktor seperti keelektronegatifan, jarak antar atom, geometri ikatan, dan keberadaan gugus fungsi lain serta atom tetangga (Lombardino & Lowe, 2004).

3.4 Ikatan Hidrogen dalam Senyawa Kimia

Ikatan hidrogen memainkan peran penting dalam kimia berbagai senyawa. Salah satu contoh yang paling terkenal adalah air, di mana ikatan hidrogen antar molekul air menimbulkan sifat uniknya, seperti titik didih dan titik leleh yang tinggi serta tegangan permukaan yang tinggi. Sifat-sifat ini penting bagi keberadaan dan kelangsungan hidup yang kita kenal. Selain air, ikatan hidrogen juga lazim terjadi pada banyak senyawa kimia lainnya. Misalnya, ikatan hidrogen bertanggung jawab atas tingginya titik didih senyawa seperti etanol dan amonia. Selain itu, ikatan hidrogen memainkan peran penting dalam interaksi antar molekul dalam kimia organik (Ratner, 2013).

Secara keseluruhan, ikatan hidrogen merupakan kekuatan fundamental yang mempengaruhi sifat dan perilaku berbagai senyawa kimia. Baik dalam desain material, pengembangan farmasi, atau sistem biologis, memahami kekuatan dan peran ikatan hidrogen adalah hal yang terpenting (Bissantz et al., 2010). Dalam hal desain material, ikatan hidrogen dapat dimanipulasi untuk menghasilkan material dengan sifat tertentu (Hadži et al., 1990). Misalnya, dalam pengembangan obat-obatan, kekuatan ikatan hidrogen dapat disesuaikan untuk meningkatkan interaksi antara molekul obat dan reseptor targetnya, sehingga meningkatkan kemanjuran dan spesifisitas. Selain itu, ikatan hidrogen sangat penting untuk stabilitas dan fungsi molekul biologis seperti DNA, RNA, dan protein (Maréchal, 2008). Ini memberikan interaksi terarah yang diperlukan untuk pelipatan dan struktur protein, serta menjaga integritas struktural

makromolekul. Kesimpulannya, ikatan hidrogen sangat penting untuk integritas struktural dan fungsi berbagai senyawa, termasuk makromolekul biologis.

3.5 Peran Ikatan Hidrogen dalam Interaksi Molekul

Ikatan hidrogen memainkan peran mendasar dalam pengenalan molekuler, yang penting untuk berfungsinya sistem biologis. Interaksi terarah yang diberikan oleh ikatan hidrogen memungkinkan terjadinya interaksi spesifik dan selektif antar molekul, seperti protein dan ligan. Interaksi ini sangat penting untuk proses seperti interaksi enzim-substrat, transduksi sinyal, dan pengikatan reseptor-ligan (Young, 2014). Selain itu, ikatan hidrogen terlibat dalam stabilitas dan struktur protein. Pembentukan struktur sekunder, seperti heliks α dan lembaran β , dalam protein didorong oleh ikatan hidrogen antara atom oksigen karbonil dan atom hidrogen Amida dalam tulang punggung protein. Ikatan hidrogen ini berkontribusi terhadap stabilitas keseluruhan dan struktur tiga dimensi protein, sehingga memungkinkan mereka menjalankan fungsi spesifiknya. Di bidang desain material, ikatan hidrogen dapat dimanipulasi untuk menghasilkan material dengan sifat yang diinginkan. Sifat-sifat ini mencakup peningkatan kekuatan, fleksibilitas, atau stabilitas termal (Kuhn et al., 2010).

Dalam pengembangan farmasi, ikatan hidrogen dapat dimanfaatkan untuk meningkatkan interaksi antara molekul obat dan reseptor targetnya, sehingga meningkatkan efikasi dan spesifisitas. Ikatan hidrogen juga penting untuk stabilitas dan fungsi makromolekul biologis, seperti DNA, RNA, dan protein (Hadži et al., 1990). Ini memainkan peran penting dalam menentukan struktur tersier dan menjaga integritas strukturalnya (Hubbard & Haider, 2010). Secara keseluruhan, ikatan hidrogen merupakan faktor kunci dalam kekuatan dan stabilitas senyawa kimia (Hadži et al., 1990). Ikatan hidrogen adalah jenis interaksi antarmolekul di mana atom hidrogen, yang terikat secara kovalen pada atom elektronegatif, berinteraksi dengan atom elektronegatif lainnya. Interaksi ini menghasilkan ikatan yang relatif lemah namun sangat penting. Ikatan ini memberikan kekakuan pada struktur protein, memungkinkan pola lipatan spesifik dan pembentukan struktur

sekunder seperti heliks α dan lembaran β (Hubbard & Haider, 2010). Selain itu, ikatan hidrogen memberikan arah dan kekhususan pada interaksi molekul. Mereka memungkinkan pengenalan dan pengikatan antar molekul secara tepat, memungkinkan proses biologis terjadi dengan efisiensi dan akurasi tinggi. Kesimpulannya, ikatan hidrogen memainkan peran penting dalam kekuatan dan spesifisitas senyawa kimia.

3.5.1 Ikatan Hidrogen dalam Sistem Biologis

Ikatan hidrogen sangat penting dalam sistem biologis, khususnya dalam pembentukan dan stabilisasi biomolekul seperti protein dan asam nukleat. Kemampuan ikatan hidrogen untuk terbentuk dan putus dengan mudah pada suhu kamar memungkinkan sifat molekul biologis yang dinamis dan fleksibel. Fleksibilitas ini penting untuk proses seperti pelipatan protein, di mana susunan ikatan hidrogen yang tepat menentukan struktur tiga dimensi dan fungsi biologis protein. Ikatan hidrogen juga berkontribusi terhadap stabilitas molekul DNA dan RNA, karena pasangan basa komplementer bergantung pada ikatan hidrogen untuk mengikat bersama. Selain itu, ikatan hidrogen terlibat dalam pengenalan dan pengikatan ligan oleh reseptor, yang sangat penting untuk interaksi obat-reseptor. Singkatnya, ikatan hidrogen adalah jenis ikatan kimia yang relatif lemah (Bissantz et al., 2010).

3.5.2 Ikatan Hidrogen dalam Biomolekul Protein

Protein memainkan peran penting dalam fungsi organisme hidup, dan ikatan hidrogen merupakan kekuatan penting dalam menjaga struktur dan fungsi biomolekul ini. Struktur protein tiga dimensi yang rumit distabilkan oleh pembentukan ikatan hidrogen antara residu asam amino. Ikatan hidrogen ini berkontribusi terhadap stabilitas struktur sekunder, tersier, dan kuaterner protein (Walter, 2002).

Salah satu ciri utama ikatan hidrogen dalam biomolekul protein adalah perannya dalam menstabilkan elemen struktur sekunder seperti alfa heliks dan lembaran beta. Ikatan hidrogen yang terbentuk antara atom-atom tulang punggung residu asam amino membantu menjaga integritas struktural elemen struktur sekunder

ini, yang pada gilirannya berkontribusi pada stabilitas molekul protein secara keseluruhan. Selain itu, ikatan hidrogen juga memainkan peran penting dalam pelipatan protein. Selama proses pelipatan, rantai samping hidrofobik terkubur di dalam inti protein, dan ikatan hidrogen intramolekul terbentuk antara kelompok polar rantai utama. Ikatan hidrogen intramolekul antara gugus polar rantai utama sangat penting untuk menstabilkan struktur protein yang kompak dan terlipat. Selain itu, ikatan hidrogen juga berperan dalam memberikan kekhususan interaksi antarmolekul antara protein dan ligan. Interaksi gugus ikatan hidrogen komplementer pada permukaan protein dan ligan yang berinteraksi mendorong pengenalan molekuler dan memastikan pengikatan selektif (Hubbard & Haider, 2010).

Selain menstabilkan struktur protein, ikatan hidrogen juga memainkan peran penting dalam memediasi peristiwa pengenalan molekul tertentu, seperti interaksi protein-ligan dan protein-protein. Pembentukan ikatan hidrogen antara protein dan ligan atau mitra yang berinteraksi sangat penting untuk spesifisitas dan selektivitas interaksi ini, yang pada akhirnya mempengaruhi berbagai proses biologis seperti pengenalan enzim-substrat dan transduksi sinyal. Singkatnya, ikatan hidrogen dalam biomolekul protein sangat penting untuk menjaga integritas struktural protein dan memfasilitasi peristiwa pengenalan molekul tertentu. Ikatan hidrogen dalam biomolekul protein memberikan kekakuan pada struktur protein dan spesifisitas terhadap interaksi antarmolekul. Ikatan hidrogen dalam biomolekul protein sangat penting untuk stabilitas dan spesifisitas struktur protein. Ini memainkan peran penting dalam menstabilkan elemen struktur sekunder seperti heliks alfa dan lembaran beta, memastikan pelipatan protein yang kompak, dan mendorong pengenalan molekuler dan peristiwa pengikatan antara protein dan ligan. Ikatan hidrogen dalam biomolekul protein sangat penting untuk stabilitas, struktur, dan fungsi protein. Kesimpulannya, ikatan hidrogen dalam biomolekul protein sangat penting untuk menjaga integritas struktural protein, memfasilitasi peristiwa pengenalan molekul tertentu, dan memastikan stabilitas dan fungsionalitas protein dalam sistem biologis (Hubbard & Haider, 2010).

3.5.3 Ikatan Hidrogen dalam Biomolekul Asam Nukleat

Struktur dan fungsi asam nukleat, khususnya DNA dan RNA, sangat bergantung pada ikatan hidrogen. Ikatan hidrogen memainkan peran penting dalam menstabilkan struktur heliks ganda DNA dan memfasilitasi pasangan basa. Dalam DNA, ikatan hidrogen terbentuk antara pasangan basa komplementer: adenin (A) dengan timin (T), dan sitosin (C) dengan guanin (G). Ikatan hidrogen ini memberikan stabilitas yang diperlukan agar untaian DNA tetap bersatu dan mempertahankan strukturnya (Alberts, 2003).

Selain itu, ikatan hidrogen sangat penting untuk replikasi dan transkripsi DNA. Selama replikasi DNA, ikatan hidrogen antara pasangan basa terputus untuk sementara, sehingga untaian DNA terpisah. Basis yang terbuka kemudian berfungsi sebagai cetakan untuk sintesis untaian baru, yang melengkapi untaian asli. Dalam RNA, ikatan hidrogen juga memainkan peran penting dalam mempertahankan struktur dan fungsinya. Dalam RNA, ikatan hidrogen berkontribusi pada pembentukan struktur sekunder seperti jepit rambut dan batang-loop. Struktur sekunder ini penting untuk pelipatan dan stabilitas molekul RNA, serta interaksinya dengan molekul lain (Šponer dkk., 2001).

Ikatan hidrogen tidak hanya terlibat dalam struktur dan stabilitas asam nukleat tetapi juga memainkan peran penting dalam pengenalan molekul dan interaksi makromolekul. Ikatan hidrogen antara asam nukleat dan protein sangat penting untuk spesifisitas dan stabilitas interaksi makromolekul. Hal ini memungkinkan protein untuk mengikat urutan DNA atau RNA tertentu, memungkinkan proses seperti transkripsi dan translasi. Secara keseluruhan, ikatan hidrogen merupakan aspek fundamental dari struktur dan fungsi asam nukleat. Ikatan hidrogen dalam asam nukleat, khususnya DNA dan RNA, sangat penting untuk stabilitas, struktur, dan fungsinya. Melalui ikatan hidrogen struktur heliks ganda DNA terbentuk dan dipertahankan. Ikatan hidrogen antara pasangan basa komplementer dalam DNA, seperti adenin dengan timin dan sitosin dengan guanin, memberikan stabilitas yang diperlukan agar untaian tetap bersatu (Luscombe dkk., 2001).

3.5.4 Ikatan Hidrogen dalam Industri

Ikatan hidrogen memainkan peran penting dalam berbagai industri, berkontribusi terhadap pengembangan struktur kimia yang stabil dan memberikan sifat unik yang penting untuk berbagai aplikasi. Dari sudut pandang kimia, ikatan hidrogen mirip dengan manusia dalam arti mereka menunjukkan perilaku khas kelompok. Sebagai individu, ikatan hidrogen lemah, mudah diputus, dan terkadang sulit dideteksi. Namun, ketika bekerja bersama-sama, mereka menjadi lebih kuat dan bersandar satu sama lain untuk menciptakan senyawa yang stabil secara struktural. Fenomena ini, yang dikenal sebagai kooperativitas, menjadi dasar pembentukan ikatan hidrogen ganda yang dapat dibalik dalam berbagai aplikasi industri.

Salah satu bidang di mana ikatan hidrogen banyak digunakan adalah dalam produksi polimer. Polimer adalah molekul besar yang terdiri dari subunit berulang, dan stabilitas polimer ini sangat dipengaruhi oleh ikatan hidrogen antar molekul penyusunnya. Misalnya, nilon adalah polimer sintetik yang menunjukkan stabilitas dan kekuatan termal yang tinggi, sehingga cocok untuk berbagai aplikasi seperti tekstil, komponen otomotif, dan bahan kemasan. Ikatan hidrogen pada nilon berkontribusi pada sifat luar biasa dengan meningkatkan gaya antarmolekul antara rantai polimer, meningkatkan daya tahan dan ketahanan terhadap panas (Namazi, 2017).

Selain polimer, ikatan hidrogen juga berperan penting dalam industri farmasi. Mereka sangat penting dalam interaksi reseptor obat, mempengaruhi afinitas pengikatan dan spesifisitas obat terhadap reseptor targetnya. Dengan memahami pola ikatan hidrogen antara obat dan reseptornya, ilmuwan farmasi dapat merancang obat yang lebih manjur dan selektif (Oleđzka & Sobczak, 2012).

3.6 Kesimpulan

Ikatan hidrogen adalah konsep penting dalam kimia, biologi, dan bidang ilmiah lainnya karena sifat dasar dan sifat molekul air yang luar biasa. Ikatan hidrogen lemah secara individual tetapi memperoleh kekuatan besar ketika banyak ikatan bekerja sama

secara kooperatif, membentuk struktur yang stabil berdasarkan pembentukan ikatan hidrogen ganda yang dapat dibalik yang memiliki dampak signifikan pada berbagai proses biologis dan interaksi kimia. Kekuatan ikatan hidrogen dalam senyawa kimia bervariasi tergantung pada interaksi spesifik yang terlibat. Kisaran energi ikatan hidrogen yang luas disebabkan oleh berbagai jenis energi interaksi, termasuk elektrostatika, induksi, delokalisasi elektron, tolakan pertukaran, dan dispersi. Kontribusi yang berbeda-beda ini menentukan energi keseluruhan ikatan hidrogen.

Ikatan hidrogen memainkan peran penting dalam menentukan struktur tersier protein dan asam nukleat, serta sifat termal polimer seperti nilon. Selain itu, mereka terlibat dalam interaksi obat-reseptor dan dapat menimbulkan sifat unik, seperti yang terlihat dalam air. Selain itu, ikatan hidrogen sangat penting dalam memahami berbagai fenomena ilmiah di berbagai disiplin ilmu, mulai dari fisika hingga biologi. Pentingnya ikatan hidrogen terletak pada kemampuannya untuk dengan mudah terbentuk dan putus pada suhu kamar, menjadikannya penting dalam kimia kehidupan.

DAFTAR PUSTAKA

- Alberts, B. (2003) "DNA replication and recombination," *Nature*, 421(6921),p. 431-435. Available at: <https://doi.org/10.1038/nature01407>.
- Arunan, E., Desiraju, G. R., Klein, R. A., Sadlej, J., Scheiner, S., Alkorta, I., Clary, D. C., Crabtree, R. H., Dannenber, J. J., Hobza, P., Kjaergaard, H. G., Legon, A. C., Mennucci, B., & Nesbitt, D. J. (2011). Definition of the hydrogen bond (IUPAC Recommendations 2011). *Pure and Applied Chemistry*, 83(8), 1637–1641. <https://doi.org/10.1351/PAC-REC-10-01-02>
- Bianco, V., Iskrov, S. and Franzese, G. (2011) "Understanding the role of hydrogen bonds in water dynamics and protein stability," *Journal of Biological Physics*, 38(1),p. 27-48. Available at: <https://doi.org/10.1007/s10867-011-9235-7>.
- Bissantz, C., Kuhn, B. and Ståhl, M. (2010) Corrections to A Medicinal Chemist's Guide to Molecular Interactions. Available at: <https://doi.org/10.1021/jm100950p>.
- Buckingham, D, A., Bene, D, E, J. and McDowell, C, A, S. (2008) The hydrogen bond. Available at: <https://doi.org/10.1016/j.cplett.2008.06.060>.
- Hadži, D. et al. (1990) The role of hydrogen bonding in drug-receptor interactions. Available at: [https://doi.org/10.1016/0022-2860\(90\)80136-8](https://doi.org/10.1016/0022-2860(90)80136-8).
- Hubbard, E, R. and Haider, K, M. (2010) Hydrogen Bonds in Proteins: Role and Strength. Available at: <https://doi.org/10.1002/9780470015902.a0003011.pub2>.
- Kreevoy, M, M, C, W, W. (2023) Low-Barrier Hydrogen Bonds and Enzymic Catalysis. Available at: <https://www.science.org/doi/10.1126/science.8009219?cookieSet=1>.
- Kuhn, B., Mohr, J, P. and Ståhl, M. (2010) Intramolecular Hydrogen Bonding in Medicinal Chemistry. Available at: <https://doi.org/10.1021/jm100087s>.
- Lombardino, G, J. and Lowe, J. (2004) "The role of the medicinal chemist in drug discovery — then and now," *Nature Reviews Drug Discovery*, 3(10),p. 853-862. Available at: <https://doi.org/10.1038/nrd1523>.

- Luscombe, M, N., Laskowski, R. and Thornton, M, J. (2001) "Amino acid-base interactions: a three-dimensional analysis of protein-DNA interactions at an atomic level," *Nucleic Acids Research*, 29(13),p. 2860-2874. Available at: <https://doi.org/10.1093/nar/29.13.2860>.
- Maréchal, Y. (2007) "The Hydrogen Bond: Formation, Thermodynamic Properties, Classification," Elsevier eBooks,p. 3-24. Available at: <https://doi.org/10.1016/b978-044451957-3.50002-0>.
- Maréchal, Y. (2008) From physics to biology: A journey through science accompanying the hydrogen bond and the water molecule. Available at: <https://doi.org/10.1016/j.molstruc.2007.12.041>.
- Namazi, H. (2017) "Polymers in our daily life," *Bioimpacts*, 7(2),p. 73-74. Available at: <https://doi.org/10.15171/bi.2017.09>.
- Olędzka, E. and Sobczak, M. (2012) "Polymers in the Pharmaceutical Applications - Natural and Bioactive Initiators and Catalysts in the Synthesis of Biodegradable and Bioresorbable Polyesters and Polycarbonates," InTech eBooks. Available at: <https://doi.org/10.5772/30698>.
- Ratner, D, B. (2013) "Role of Water in Biomaterials," Elsevier eBooks,p. 55-59. Available at: <https://doi.org/10.1016/b978-0-08-087780-8.00006-1>.
- Šponer, J., Leszczyński, J. and Hobza, P. (2001) "Electronic properties, hydrogen bonding, stacking, and cation binding of DNA and RNA bases," *Biopolymers*, 61(1),p. 3-31. Available at: [https://doi.org/10.1002/1097-0282\(2001\)61:1<3::aid-bip10048>3.0.co;2-4](https://doi.org/10.1002/1097-0282(2001)61:1<3::aid-bip10048>3.0.co;2-4).
- Velazquez, A, H. and Hamelberg, D. (2011) "Ionic, Hydrogen Bond, and π -Cation Interactions," *Chemosensors*,p. 19-24. Available at: <https://doi.org/10.1002/9781118019580.ch2>.
- Walter, P, R, K, R, M, L, J, J, A, A, B. (2002) The Shape and Structure of Proteins. Available at: <https://www.ncbi.nlm.nih.gov/books/NBK26830/>.
- Young, J, R. (2014) "Physical Properties in Drug Design," *Topics in medicinal chemistry*,p. 1-68. Available at: https://doi.org/10.1007/7355_2013_35.

BAB 4

IKATAN KIMIA DALAM BIOKIMIA: STRUKTUR PROTEIN, ENZIM DAN ASAM NUKLEAT

Oleh Sri Royani

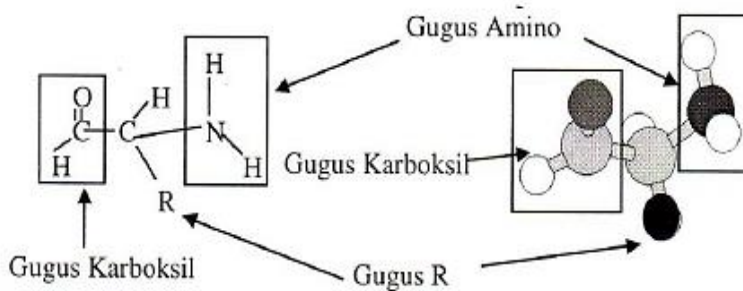
4.1 Struktur Protein

4.1.1 Konsep dasar Protein

Protein adalah makromolekul/polimer yang terdiri dari monomer asam amino yang dihubungkan oleh ikatan peptida. Protein, menurut Jons J. Berzelius (1938), berasal dari kata Yunani (*Proteios*), yang berarti deret pertama atau utama. Protein mempunyai berbagai fungsi yaitu sebagai pembentuk, sebagai alat transportasi, katalisator, reaksi biokimia, hormon, racun, dsb.

Monomer asam amino bergabung untuk membuat protein. Asam amino adalah asam karboksilat dengan gugus amino yang ditempatkan pada atom karbon alfa berlawanan dengan letak gugus COOH (Gambar 12.1). Sifat-sifat asam amino antara lain sebagai berikut:

1. Ada yang larut dalam air dan tidak larut.
2. Mempunyai titik lebur tinggi
3. Mempunyai gugus basa (NH_2) dan gugus asam (COOH)
4. Dalam larutan berbentuk zwitterion (bermuatan + dan -)
5. Asam amino dapat bersifat sebagai asam (mendonorkan proton pada basa kuat)
6. Asam amino dapat bersifat sebagai basa (menerima proton dari asam kuat)



Gambar 4.1. Struktur Asam Amino
(Sumber : Ischak dkk., 2017)

Protein disebut juga polipeptida karena tersusun dari banyak asam amino. Protein merupakan suatu polipeptida yang mempunyai bobot molekul yang beraneka ragam. Berikut ini adalah fungsi dari protein:

1. Katalisator.

Protein yang dapat berfungsi sebagai katalisator adalah berupa enzim. Enzim merupakan protein yang bekerja secara spesifik pada substrat tertentu untuk mempercepat proses suatu reaksi.

2. Media transport dan penyimpanan.

Ion dan berbagai molekul kecil dapat berpindah tempat dengan difasilitasi oleh protein transport.

3. Media koordinasi gerak.

Contohnya adalah kontraksi otot yang terjadi karena pergeseran dua jenis filamen protein

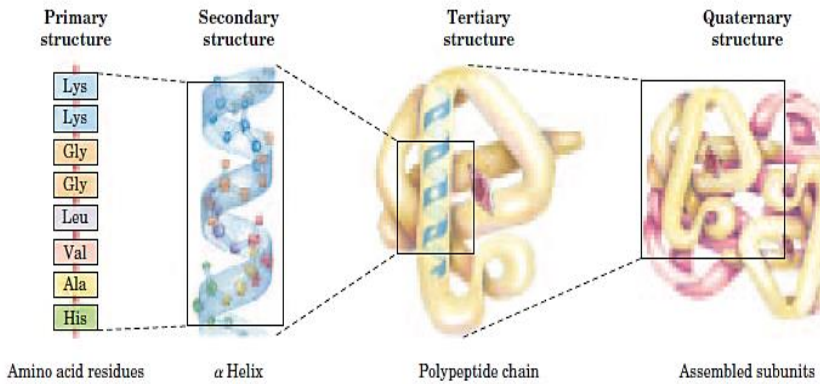
4. Penunjang mekanis

Adanya kolagen sejenis protein fibrosa dapat menyebabkan ketegangan kulit dan tulang

5. Pelindung daya tahan tubuh

Protein yang berperan adalah antibodi. Antibodi ini dapat mengenal benda asing seperti virus, bakteri dan lain sebagainya.

4.1.2 Struktur protein



Gambar 4.2. Struktur Protein
(Sumber : Nelson, D. & Cox, M., 2005)

1. Struktur primer

Pada struktur primer protein, ikatan antar asam amino yang ada hanya ikatan peptida. Tidak ada ikatan lain ataupun kekuatan lain yang menghubungkan asam amino dengan asam amino lainnya. Struktur primer protein ini disebut juga dengan struktur linier protein (Gambar 4.2).

2. Struktur sekunder

Ikatan pendukung lainnya, seperti ikatan hidrogen, dapat ditemukan pada struktur sekunder selain ikatan peptida. Struktur sekunder sering disebut sebagai struktur dua dimensi protein. Pelipatan (*folding*) terjadi di dalam struktur ini yaitu α -heliks atau β -sheet (lipatan β) (Gambar 4.2).

- Ikatan hidrogen antara atom O dan H pada gugus karboksil dan amina menghasilkan α heliks. Dan biasanya terjadi pada atom C no 1 dan 11 sehingga rantai polipeptida berbentuk heliks. Contoh: rambut.
- β sheet dihasilkan karena ikatan hidrogen yang terjadi pada atom O pada gugus karboksil dan atom H pada gugus amina, serta adanya rantai samping asam amino yang bersifat aromatic. Contoh : sutera.

3. Struktur tersier

Struktur tersier sering disebut sebagai bentuk tiga dimensi rantai polipeptida. Dalam konfigurasi ini, rantai polipeptida terlipat menjadi bentuk yang lebih rumit (Gambar 12.2). Stabilitas struktur ini ditentukan oleh gugus R pada setiap asam amino. Ikatan hidrogen, ikatan sulfida, kontak hidrofilik, interaksi hidrofobik, dan interaksi dipol-dipol semuanya berkontribusi terhadap stabilitas struktur.

Struktur tersier merupakan gabungan struktur primer dan sekunder yang menghasilkan lipatan dan kumparan sehingga membentuk struktur yang lebih rumit.

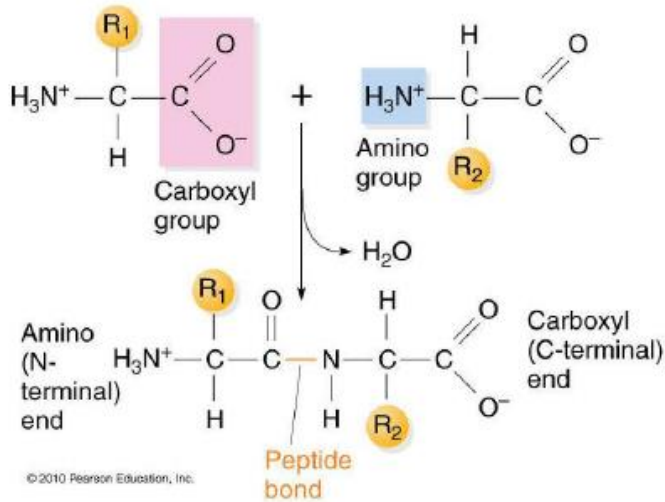
4. Struktur Kuartener

Struktur kuartener terdiri dari banyak struktur tersier. Ini adalah protein atau polipeptida dengan struktur tersier yang berinteraksi satu sama lain dan bersatu membentuk multimer (Gambar 4.2). Misalnya enzim fosforilase

4.1.3 Ikatan kimia pada protein

1. Ikatan peptida

Ikatan peptida adalah ikatan kimia yang dibuat dengan menghilangkan molekul air dari gugus karboksilat dari satu asam amino dan menghubungkannya dengan gugus amino dari asam amino lain (Gambar 4.3). Peptida adalah rantai asam amino yang dihubungkan oleh ikatan peptida. Dipeptida (terdiri dari dua asam amino), tripeptida (terdiri dari tiga asam amino), dan sebagainya merupakan contoh asam amino yang dihubungkan melalui ikatan peptida. Polipeptida adalah zat yang mengandung lebih dari sepuluh asam amino.



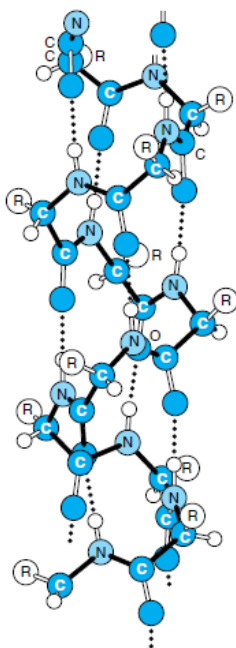
Gambar 4.3. Pembentukan ikatan peptide
(Sumber : Ischak dkk, 2017)

2. Ikatan disulfida

Ikatan disulfida adalah ikatan yang terjadi antara S-S asam amino dengan asam amino lainnya. Ikatan disulfida berperan penting dalam penstabil konformasi protein. Ikatan kimia jenis ini umumnya terdapat pada struktur tersier protein.

3. Ikatan hidrogen

Ikatan hidrogen adalah ikatan yang dihasilkan oleh atom H dan atom lain dengan keelektronegatifan kuat. Ikatan ini umumnya muncul pada struktur sekunder protein, yaitu pada alpha heliks dan beta sheet protein (Gambar 4.4).



Gambar 4.4. Ikatan hidrogen (garis putus-putus) yang dibentuk antara atom H dengan O untuk menstabilkan polipeptida dalam sebuah konformasi Alpha Heliks Struktur Sekunder Protein
(Sumber : Murray *et al.*, 2003)

4.2 Enzim

4.2.1 Konsep Dasar Enzim

Enzim adalah protein yang bertindak seperti katalis. Enzim membantu sistem biologis bereaksi lebih cepat. Enzim merupakan katalis yang efektif karena dapat meningkatkan kecepatan reaksi hingga 10^6 - 10^{12} kali lipat dibandingkan proses tanpa katalis.

Enzim berfungsi sebagai katalis biologis dalam proses biokimia di seluruh tubuh. Enzim diberi nama untuk membantu mereka menonjol. Enzim umumnya diberi nama sesuai substratnya dan diakhiri dengan akhiran (-ase). Amilase adalah enzim yang mendegradasi pati.

Karena terdapat begitu banyak enzim, *Commission on Enzymes of The International Union of Biochemistry and Molecular Biology* telah menetapkan konvensi klasifikasi dan penamaan. Enzim

diklasifikasikan menjadi enam jenis berdasarkan reaksi yang dikatalisisnya: oksidoreduktase, transferase, hidrolase, ligase, isomerase, dan ligase (Tabel 4.1)

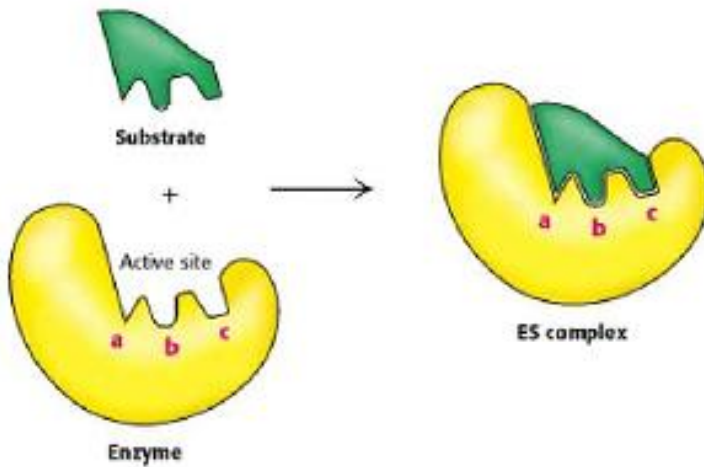
Tabel 4.1. Klasifikasi enzim berdasarkan reaksi yang dikatalisis

No.	Klasifikasi	Tipe Reaksi
1.	Oksidoreduktase	Oksidasi-Reduksi
2.	Transferase	Transfer gugus fungsi
3.	Hidrolase	Hidrolisis
4.	Liase	Eliminasi gugus membentuk ikatan rangkap dua
5.	Isomerase	Isomerisasi
6.	Ligase	Pembentukan ikatan yang disertai hidrolisis ATP

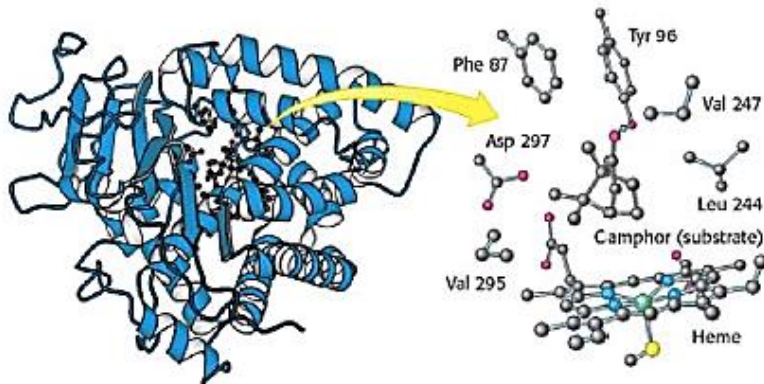
Sumber: Ischak (2017)

4.2.2 Model ikatan enzim-substrat

Dalam proses yang dikatalisis oleh enzim, enzim (E) berikatan dengan substrat (S) untuk menghasilkan molekul kompleks yang dikenal sebagai kompleks enzim-substrat (ES) (Gambar 4.5). Enzim tidak dapat berfungsi dalam suatu reaksi kecuali jika mereka bersentuhan dengan substrat. Daerah spesifik enzim yang berikatan dengan substrat dikenal sebagai situs aktif. Kompleks enzim-substrat terbentuk ketika enzim dan substrat melakukan kontak (Gambar 4.6). Ini adalah senyawa aktif yang bersifat sementara dan akan terurai kembali ketika reaksi yang diperlukan telah terjadi.



Gambar 4.5. Ilustrasi Terikatnya Substrat (S) dengan Sisi Aktif Enzim (E) Membentuk Kompleks Enzim-Substrat (ES)
(Sumber : Berg, 2002)

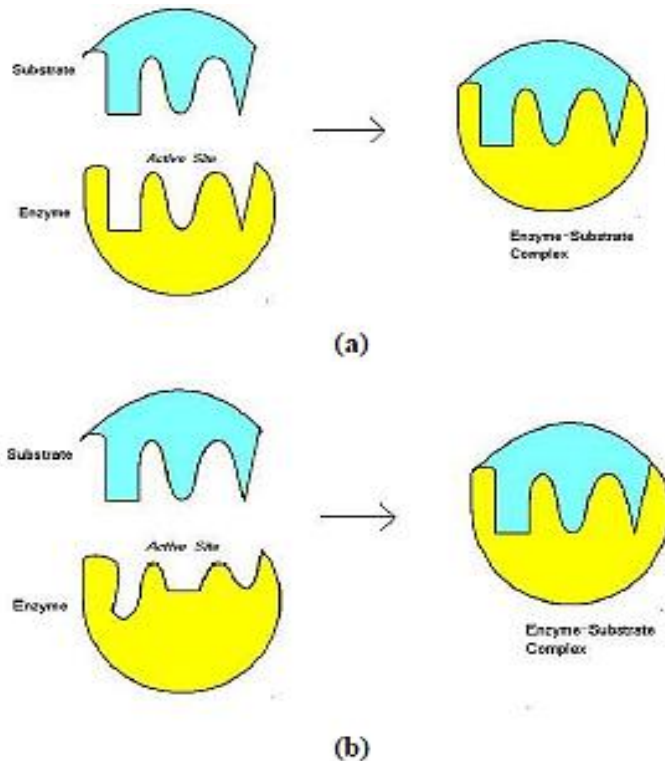


Gambar 5.6. Struktur Kompleks Enzim-Substrat (ES)
(Sumber : Berg, 2002)

Berikut ini adalah model yang menjelaskan proses ikatan antara enzim dengan substrat.

1. Model kunci dan anak kunci (*Lock and Key*) yang dijelaskan oleh Fischer. Konsep ini menjelaskan mengapa struktur substrat dan bentuk situs aktif enzim sebanding bentuknya, seperti gembok dan kunci (Gambar 4.7)

2. Model induksi pas (*Induced Fit*) yang dijelaskan oleh Daniel Koshland. Pendekatan ini dapat diadaptasi karena sisi aktifnya tidak kaku. Pengikatan pada substrat dapat menyebabkan perubahan konformasi pada situs aktif hingga mencapai posisi yang tepat bagi enzim dan substrat untuk membentuk ikatan (Gambar 4.7).



Gambar 4.7 Model Pengikatan Enzim-Substrat (a) *Lock and Key*, (b) *Induced-Fit*
(Sumber : Ischak dkk., 2017)

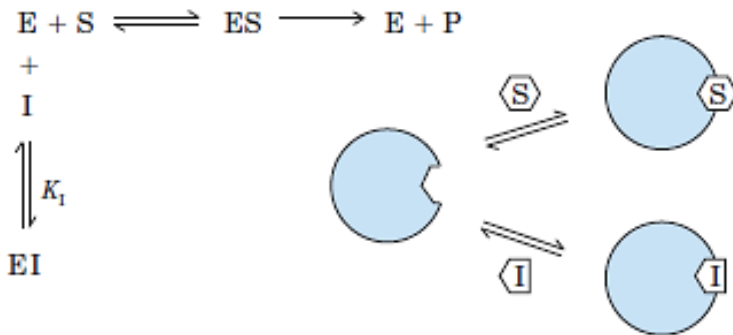
Ketika enzim digabungkan dengan substratnya dan membentuk kompleks enzim-substrat (ES), mereka dapat melakukan aktivitasnya. Akibatnya, jika kombinasi substrat-enzim terhambat, maka dapat terjadi hambatan/inhibisi pada reaksi yang menggunakan enzim sebagai katalis.

Inhibitor adalah molekul yang dapat mencegah terjadinya reaksi ini.

Berikut ini adalah proses inhibisi reaksi enzim yang terdiri dari dua macam

1. Inhibisi bersaing (*competitive inhibition*)

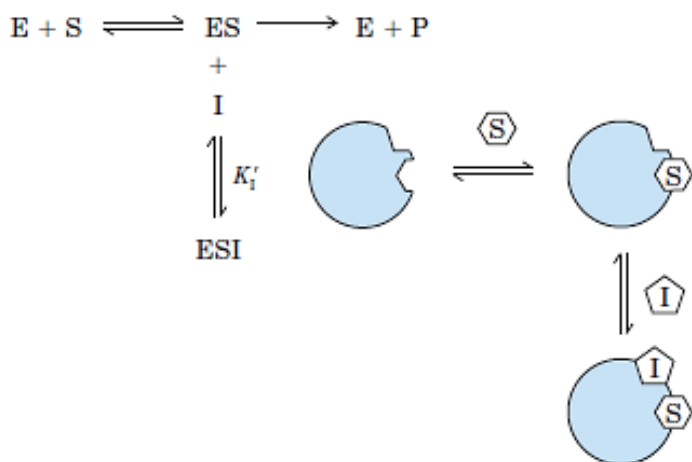
Hal ini terjadi pada situs aktif yang sama, sehingga substrat dan inhibitor bersaing untuk mendapatkan situs aktif yang sama. Hal ini terjadi karena molekul yang identik dengan substrat dapat membentuk kompleks Enzim-Inhibitor (EI) (Gambar 4.8). Asam malonat, misalnya, dapat menghambat fungsi enzim suksinat dehidrogenase selama langkah dehidrogenasi asam suksinat. Untuk mengurangi hambatan kompetitif, tingkatkan konsentrasi substrat.



Gambar 4.8. Inhibisi Kompetitif (*Competitive Inhibition*)
(Sumber : Nelson, D. & Cox, M., 2005)

2. Inhibisi tak bersaing (*non competitive inhibition*)

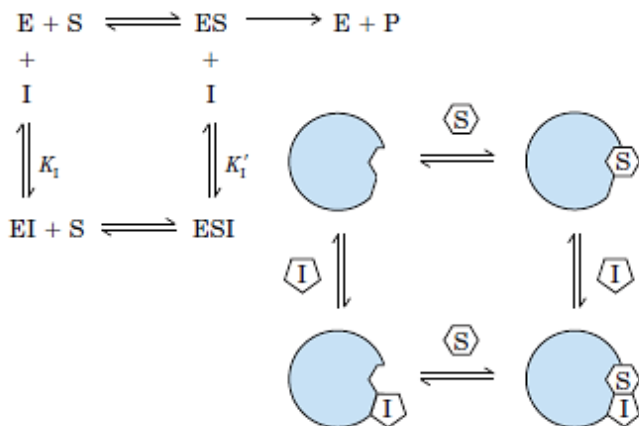
Konsentrasi substrat dan inhibitor yang digunakan untuk melakukan reaksi penghambatan ini tidak berpengaruh. Dalam situasi ini, inhibitor dapat berikatan dengan enzim di luar situs aktifnya. Substrat dan inhibitor mengikat enzim di berbagai lokasi (Gambar 4.9).



Gambar 4.9. Inhibisi Tak Bersaing (*non competitive inhibition*)
(Sumber : Nelson, D. & Cox, M., 2005)

3. Inhibisi Campuran (*mixed inhibition*)

Inhibisi campuran terikat pada site yang berbeda, tetapi bisa saja terikat pada enzim (E) ataupun kompleks enzim-substrat (ES) (Gambar 4.10).

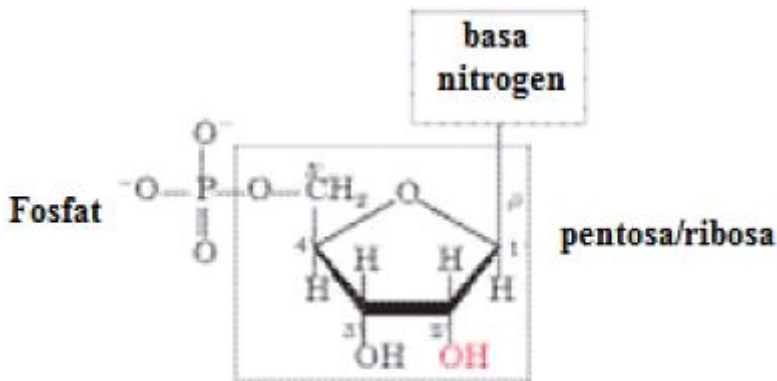


Gambar 4.10. Inhibisi Tak Bersaing (*non competitive inhibition*)
(Sumber : Nelson, D. & Cox, M., 2005)

4.3 Asam Nukleat

4.3.1 Konsep Dasar Asam Nukleat

Asam nukleat adalah polimer yang terdiri dari monomer nukleotida individu. Asam nukleat terutama bertanggung jawab atas penyimpanan, replikasi, dan transkripsi informasi genetik. Semua sel hidup mengandung asam nukleat, yang memainkan peran penting dalam pembuatan protein. Ini disebut sebagai asam nukleat karena ditemukan dalam inti sel. Basa nitrogen, gugus fosfat, dan gula pentosa/ribosa adalah monomer asam nukleat yang membentuk nukleotida (Gambar 4.11).

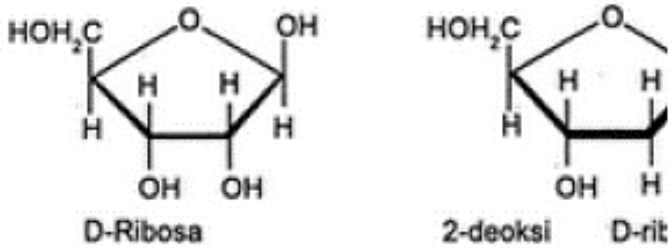


Gambar 4.11. Struktur Komponen Penyusun Nukleotida
(Sumber : Julianto, 2013)

4.3.2 Komponen penyusun nukleotida

1. Gula Pentosa

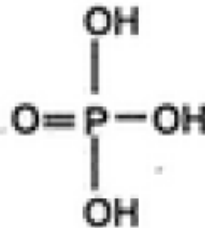
Gula pentosa penyusun asam nukleat adalah ribosa dan deoksiribosa (Gambar 4.12). Pengikatan β -D-ribosa menghasilkan ribonukleosida, salah satu komponen RNA, sedangkan pengikatan β -D-deoksiribosa menghasilkan deoksiribosanukleosida, salah satu komponen DNA.



Gambar 4.12. Gambar Gula Pentosa penyusun Asam Nukleat
(Sumber : Harper, 2003)

2. Fosfat

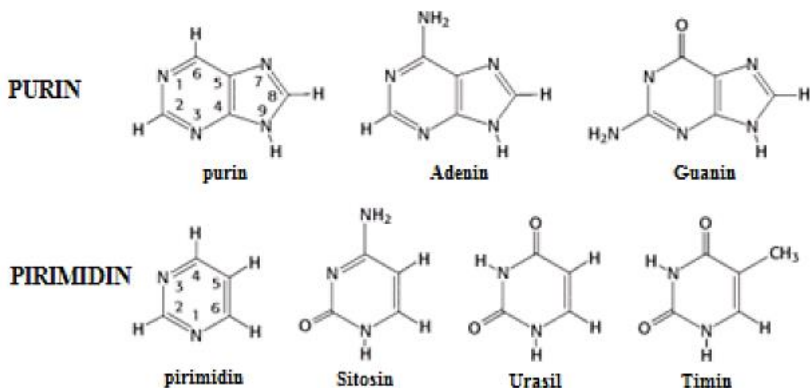
Fosfat penyusun asam nukleat adalah asam fosfat atau asam ortofosfat (Gambar 4.13).



Gambar 4.13. Struktur Fosfat
(Sumber : Fesenden, 1986)

3. Basa Nitrogen

Basa nitrogen heterosiklik merupakan komponen asam nukleat yang terbuat dari turunan purin dan pirimidin. Turunan purin penyusun asam nukleat adalah adenin (A) dan guanin (G). Sedangkan turunan pirimidin adalah sitosin (C), urasil (U) dan Timin (T) (Gambar 4.14)

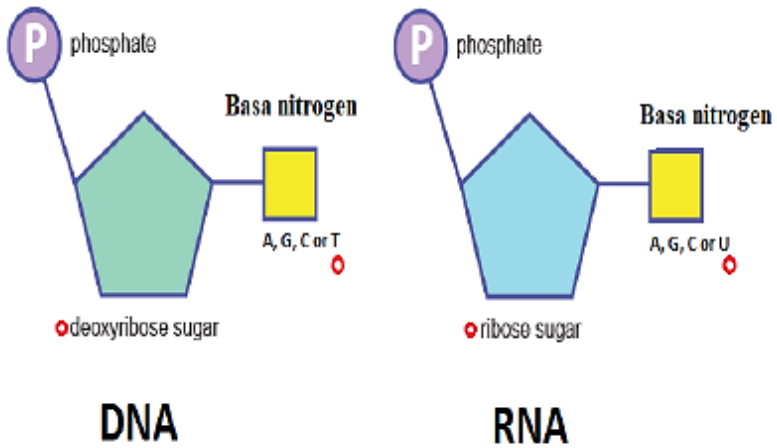


Gambar 4.14. Basa Purin dan Pirimidin
(Sumber : Murray *et al.*, 2003)

Selain nukleotida, ada juga istilah lain yaitu nukleosida. Nukleosida adalah basa organik yang mengikat pentose (tanpa adanya gugus posfat).

4.3.3 DNA dan RNA

Asam Nukleat diklasifikasikan menjadi dua jenis utama: asam deoksiribonukleat (DNA) dan asam ribonukleat. Komponen gula pentosa dan basa nitrogen membedakan kedua bentuk asam nukleat ini. RNA memiliki ribosa sebagai pentosanya, sedangkan DNA memiliki deoksiribosa. Pada DNA dan RNA, basa purin terdiri atas adenin(A) dan guanin (G). Akan tetapi, pada DNA basa pirimidin terdiri atas sitosin (C) dan timin (T), sedangkan pada RNA terdiri atas sitosin (C) dan urasil (U) (Gambar 12.15)



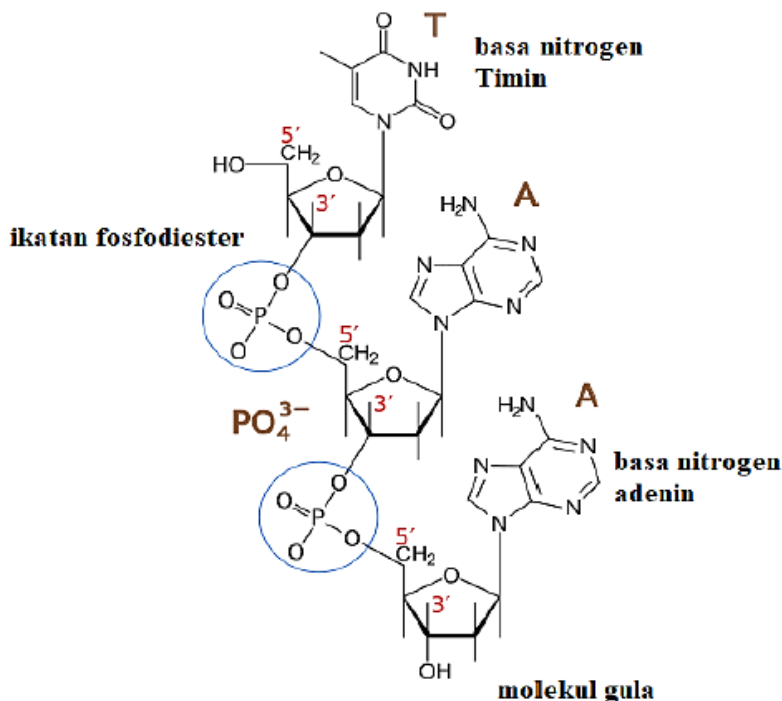
Gambar 4.15. Struktur DNA dan RNA
(Sumber : Syukri dkk., 2022)

4.3.4 Ikatan kimia pada asam nukleat

1. Ikatan fosfodiester

Asam Nukleat adalah polimer mononukleotida. Senyawa asam nukleat, seperti molekul polimer lainnya, akan berkembang melalui penggabungan monomer. Tautan fosfodiester akan terbentuk antara monomer nukleotida untuk menghasilkan molekul asam nukleat. Ikatan fosfodiester terjadi ketika dua gugus hidroksil pada asam fosfat bereaksi dengan gugus hidroksil pada molekul lain menghasilkan dua ester.

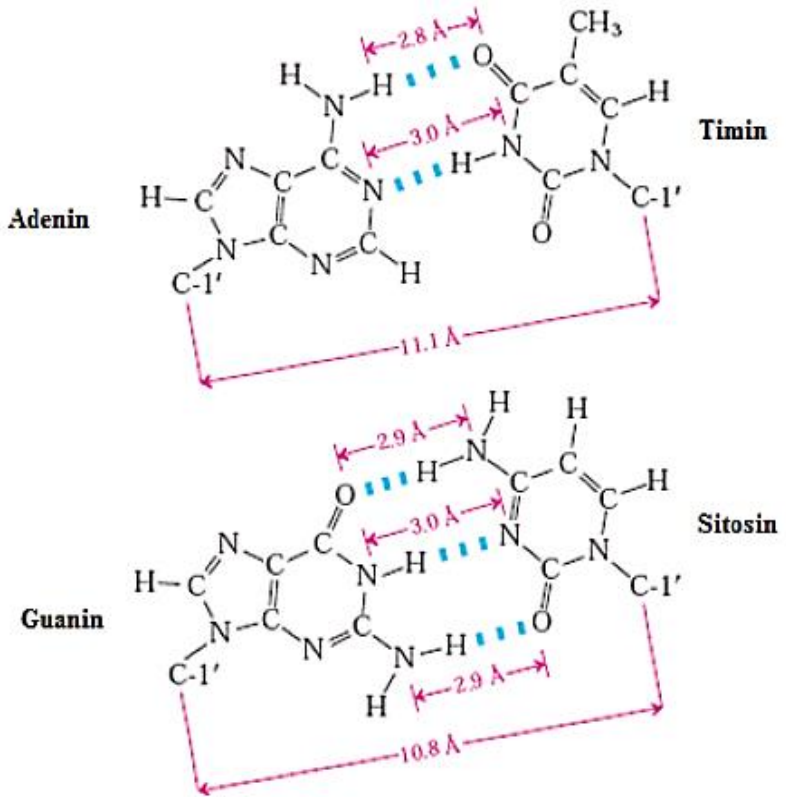
Dalam molekul DNA dan RNA, ikatan fosfodiester adalah ikatan antara atom karbon 3' dari satu molekul gula dan atom karbon 5' dari molekul gula lain yang dijembatani oleh adanya gugus fosfat. Ketika dua molekul gula bergabung, dua oksigen ditambahkan ke gugus fosfat, menghasilkan dua ikatan fosfodiester. Ikatan fosfodiester ini berfungsi sebagai dasar pengembangan rantai panjang molekul asam nukleat.



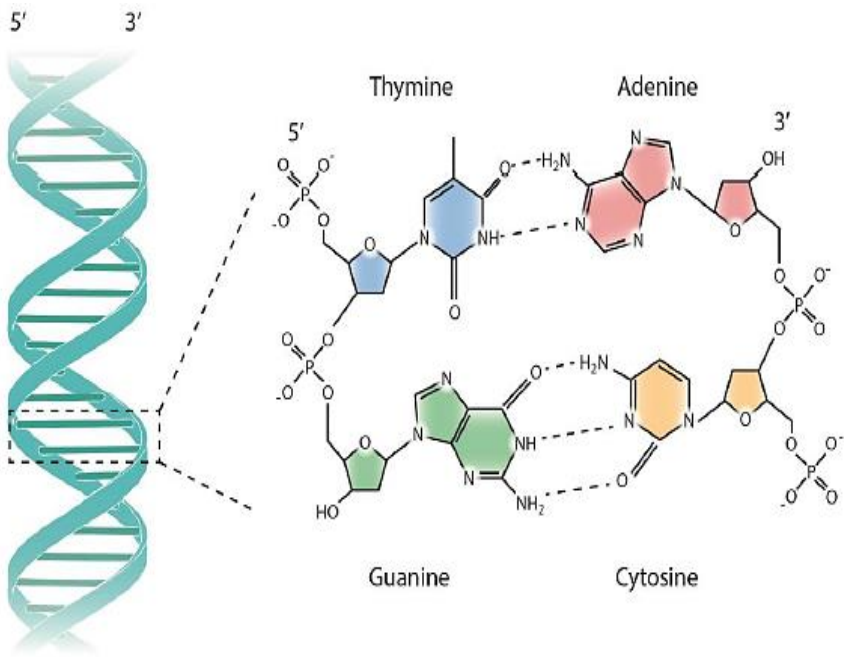
Gambar 4.16. Pembentukan Ikatan Fosfodiester pada asam nukleat
(Sumber : Syukri dkk., 2022)

2. Ikatan hidrogen

Basa purin dan pirimidin dapat membentuk ikatan hidrogen satu sama lain (pasangan basa). Gambar 4.17 menggambarkan pembentukan dua ikatan hidrogen antara Adenin dan Timin, serta tiga ikatan hidrogen antara Guanin dan Sitosin. Struktur tersebut merupakan bagian dari untai DNA.



Gambar 4.17. Pembentukan Ikatan Hidrogen Antar Basa Nitrogen pada Bagian DNA
(Sumber : Julianto, 2013)



Gambar 4.18. Struktur sebagian dari DNA dan ikatan kimia di dalamnya yaitu ikatan hidrogen dan ikatan fosfodiester
(Sumber : Ischak, 2017)

DAFTAR PUSTAKA

- Berg, J.M., Tymoko, J.L., Stryer, L. 2002. *Biochemistry* (5th Ed.). New York: W.H.Freeman and Company.
- Fessenden, R.J. and J.S. Fessenden. 1986. *Kimia Organik Dasar Edisi Ketiga Jilid 2*. Terjemahan oleh A.H. Pudjaatmaka. Erlangga. Jakarta.
- Ischak, N.I., Salimi, Y.K., Botutihe, D.N. 2017. *Biokimia Dasar*. Gorontalo: UNG Press.
- Julianto, T.S., 2013. *BIOKIMIA: Biomolekul dalam Perspektif Al-Qur'an*. Yogyakarta: Deepublish Publisher.
- Murray, R.K., Granner, D.K., Mayes, P.A., Rodwell, V.W. 2003. *Harper's Illustrated Biochemistry* (26th Ed.), USA: Lange Medical Bood/McGraw-Hill.
- Nelson, D. & Cox, M. 2005. *Lehninger Principles of Biochemistry* (4th Ed.). New York: W.H. Freeman and Company.
- Syukri, D., Nasution, M.Y., Henggu, K.U., Rohmah, M.K., Yusfiani, M., Lubis, A.F., Diana, A., Marpaung, R.G., Puspaningrat, L.P.D. 2022. *Buku Ajar Biokimia*. Palu: Feniks Muda Sejahtera.

BAB 5

SIFAT KIMIA DAN FISIKA SENYAWA ANORGANIK: REAKSI REDOKS DAN TERMOKIMIA

Oleh Sry Astuti

5.1 Pendahuluan

Senyawa termasuk ke dalam bagian dari zat kimia karena dapat terbentuk melalui proses secara alamiah. Namun, ada juga senyawa yang sengaja dibuat demi kepentingan manusia. Senyawa merupakan zat tunggal yang dapat diuraikan menjadi zat yang lebih sederhana atau beberapa unsur. Umumnya, senyawa memiliki banyak jenis unsur yang saling berikatan melalui proses kimiawi. Sehingga, penulisan rumus senyawa terdiri dari berbagai jenis lambang unsur (N, Restu, 2024).

Senyawa anorganik diartikan sebagai senyawa dari alam yang umumnya terdiri dari materi/benda tak hidup. Senyawa anorganik terbagi menjadi dua jenis, yakni biner dan poliatomik. Senyawa anorganik biner tersusun dari unsur logam dan non-logam, sedangkan senyawa anorganik poliatomik tersusun dari tiga atau lebih jenis unsur. Selain senyawa anorganik, ada juga senyawa organik yang terbentuk dari unsur-unsur karbon, hidrogen dan oksigen serta berasal dari makhluk hidup. Senyawa organik hanya dapat terbentuk dari adanya pengaruh daya yang dimiliki makhluk hidup tersebut (*vital force* atau *vis vitalis*).

Tahun 1828 **Friederich Wohler** berhasil membuat urea yang merupakan senyawa organik, dari bahan amonium sianat (senyawa anorganik). Dari keberhasilan tersebut, maka konsep dari adanya pengaruh *vital force* pada pembentukan senyawa organik mulai tergoyahkan. Perkembangan selanjutnya didapatkan kesimpulan bahwa senyawa organik dan anorganik

tidak terdapat perbedaan mengenai hukum-hukum kimia yang berlaku. Meskipun tidak diperoleh perbedaan yang jelas sebagai senyawa kimia, namun penjelasan konsepnya tetap harus dipisahkan dalam cabang kimia yang spesifik (N, Restu, 2024).

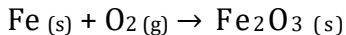
5.2 Reaksi Reduksi dan Oksidasi (Redoks)

5.2.1 Perkembangan Konsep Redoks

1. Reaksi Redoks Berdasarkan Pengikatan dan Pelepasan Oksigen

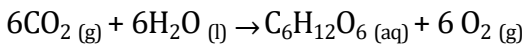
1. Reaksi Oksidasi

Reaksi oksidasi merupakan reaksi pengikatan oksigen dari suatu zat dengan oksigen menghasilkan senyawa yang memiliki unsur oksigen. Contoh: Perkaratan besi.



2. Reaksi Reduksi

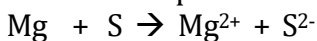
Reaksi reduksi merupakan reaksi pelepasan oksigen dari suatu zat yang memiliki unsur oksigen. Contoh: Fotosintesis



2. Reaksi Redoks Berdasarkan Serah Terima Elektron

Reaksi redoks diartikan sebagai reaksi yang berlangsung melalui mekanisme serah terima elektron. Reaksi yang menerima elektron disebut reaksi reduksi, sedangkan reaksi yang menyerahkan elektronnya disebut reaksi oksidasi.

Contoh reaksi unsur logam dengan unsur nonlogam, elektron berpindah dari unsur logam ke unsur nonlogam



Oksidasi : $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$ (pelepasan elektron)

Reduksi : $\text{S} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}$ (pengikatan elektron)

3. Reaksi redoks Berdasarkan Perubahan Bilangan Oksidasi

a. Reaksi Oksidasi

Reaksi oksidasi terjadi peningkatan bilangan oksidasi.

b. Reaksi Reduksi

Reaksi reduksi terjadi penurunan bilangan oksidasi.

c. Reaksi Reaksi redoks

Suatu reaksi termasuk ke dalam reaksi redoks atau bukan dapat diketahui dengan mengecek nilai bilangan oksidasi dari setiap atom pada senyawa yang terlibat dalam reaksi.

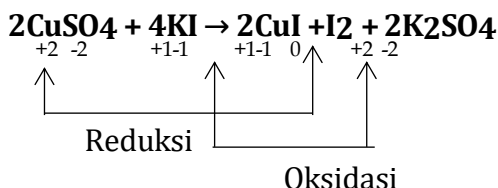
Adapun langkah dalam penentuan reaksi redoks:

1. Reaksi yang memiliki unsur bebas umumnya termasuk ke dalam reaksi redoks.
2. Reaksi yang memiliki unsur yang bergantian jenis rumusnya harus diperiksa biloksnya.
3. Oksidator, reduktor, hasil oksidasi, dan hasil reduksi diperoleh nilainya setelah semua atom setiap senyawa yang terlibat dalam reaksi ditentukan bilangan oksidasinya, apakah terjadi penambahan atau penurunan.

Contoh: Periksalah reaksi berikut termasuk ke dalam reaksi redoks atau bukan!



Bila iya, tentukan oksidator, reduktor, hasil oksidasi, dan hasil reduksi?



5.2.2 Aturan Menentukan Bilangan Oksidasi

Berdasarkan kemampuan unsur dalam menangkap elektron atau keelektronegatifan unsur, dapat dijelaskan aturan dalam menentukan bilangan oksidasi sebagai berikut :

1. Unsur bebas memiliki bilangan oksidasi = 0.
Contoh: bilangan oksidasi H, N, dan Fe dalam H₂, N₂, dan Fe = 0
2. F adalah unsur yang paling elektronegatif memiliki bilangan oksidasi -1 untuk semua senyawanya.
3. Bilangan oksidasi unsur logam selalu bernilai positif.

Contoh: Golongan IA – IIIA (logam alkali (Gol. IA)= +1, logam alkali tanah (Gol. IIA)= +2, logam aluminium (Al) = +3).

4. Bilangan oksidasi total suatu unsur dalam suatu ion tunggal atau ion poliatomik = muatannya.

Contoh: bilangan oksidasi Fe dalam $\text{Fe}^{3+} = +3$

5. Bilangan oksidasi H umumnya dalam senyawa= +1, kecuali bersenyawa dengan logam (senyawa hidrida), bilangan oksidasi H = -1 karena unsur H lebih elektonegatif.

Contoh : Bilangan oksidasi H dalam $\text{NH}_3 = +1$, $\text{H}_2\text{S} = +1$, dan $\text{AlH}_3 = -1$

6. Bilangan oksidasi O umumnya = -2, kecuali dalam F_2O (biloks O = +2), peroksida (bilangan oksidasi O = -1), dan superoksida (bilangan oksidasi O = -1/2).

7. Jumlah bilangan oksidasi unsur-unsur dalam suatu senyawa = 0.

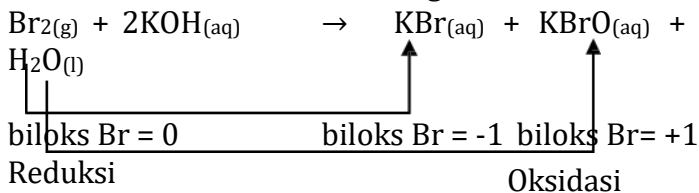
Contoh : dalam H_2SO_4 (2 x biloks H) + (biloks S) + (4 x biloks O) = 0

5.2.3 Reaksi Disproporsionasi dan Konproporsionasi

Reaksi disproporsionasi/autoredox merupakan reaksi redoks yang oksidator dan reduktornya pada zat yang sama. Jika setengah reaksi zat tersebut mengalami reduksi, maka setengahnya lagi mengalami oksidasi.

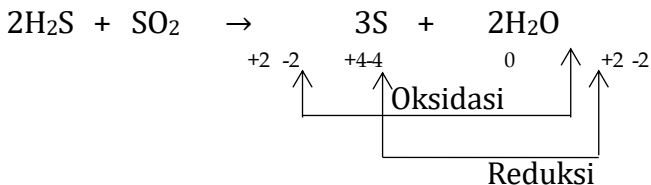
Contoh :

Reaksi autoredox antara bromin dengan larutan NaOH



(Purba, 2004:55)

Reaksi konproporsionasi merupakan reaksi redoks yang hasil oksidasi dan reduksinya pada zat yang sama. Contoh: Reaksi hidrogen sulfida dengan belerang dioksida.



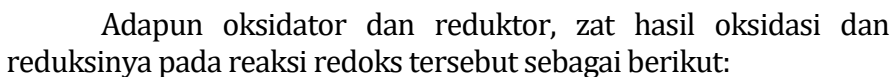
5.2.4 Oksidator dan Reduktor dalam Reaksi Redoks

Senyawa-senyawa yang mempunyai kecenderungan mengoksidasi senyawa yang lain disebut sebagai oksidatif, dengan sebutan lainnya yaitu oksidator atau agen pengoksidasi. Oksidator terjadi pelepasan elektron dari senyawa lain, sehingga dirinya sendiri mengalami reaksi reduksi atau tereduksi. Oleh karena itu, yang "menerima" elektron disebut sebagai penerima elektron. Oksidator umumnya merupakan senyawa yang mempunyai unsur-unsur dengan bilangan oksidasi yang tinggi (seperti: MnO , CrO_3 , Cr , OsO_4) atau senyawa-senyawa yang sangat elektronegatif, sehingga bisa memperoleh satu atau dua elektron yang lebih dengan mengoksidasi sebuah senyawa (misalnya oksigen, fluorin, klorin, dan bromin).

Senyawa-senyawa yang mempunyai kecenderungan mereduksi senyawa yang lain disebut sebagai reduktif atau disebut dengan reduktor atau agen pereduksi. Reduktor terjadi pelepasan elektronnya ke senyawa lain, sehingga dirinya sendiri mengalami reaksi oksidasi atau teroksidasi. Oleh karena itu, yang "mendonorkan" elektronnya, disebut sebagai pemberi elektron. Zat-zat yang berperan sebagai reduktor sangat bermacam-macam, seperti unsur-unsur logam Li , Na , Mg , Fe , Zn , dan Al dapat digunakan sebagai reduktor. Logam-logam ini akan memberikan elektronnya dengan mudah. Jenis reduktor lainnya adalah reagen transfer hidrida, misalnya NaBH_4 dan LiAlH_4 , reagen-reagen ini digunakan secara luas pada lingkup kimia organik, terutama dalam reduksi senyawa-senyawa karbonil menjadi alkohol. Metode reduksi lainnya yang juga berguna melibatkan gas hidrogen (H_2) dengan katalis paladium, platinum, atau nikel.

Cara yang mudah untuk melihat proses redoks yaitu reduktor memberikan elektronnya ke oksidator. Sehingga dalam reaksi, reduktor memberikan elektron dan teroksidasi, sedangkan

contoh :



Hasil oksidasi : NaClO

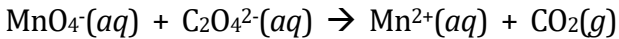
Hasil reduksi : NaCl

Setara :

- Prosedur :

- 68

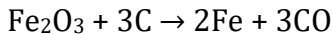
4. Tambahkan dua setengah reaksi dan sederhanakan dengan meniadakan zat yang sama pada ke dua sisi persamaan
5. Periksa persamaan reaksi agar memastikan bahwa jumlah atom dari setiap zat dan muatan total sama pada ke dua sisi persamaan



5.2.6 Aplikasi Reaksi Redoks

1. Reaksi redoks dalam industri

Salah satu contoh reaksi redoks dalam industri yaitu dalam ekstraksi logam dengan menggunakan zat pereduksi yang sesuai, oksidasi logam dapat dikurangi menjadi besi di tanur tinggi dengan menggunakan karbon sebagai zat pereduksi.



Reaksi oksidasi juga digunakan pada proses membuat bahan-bahan pembersih dan pengoksidasi amonia agar terbentuk asam nitrat, yang dimanfaatkan di sebagian besar pupuk.

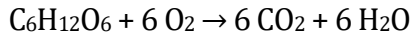
Reaksi redoks juga menjadi dasar pembentukan sel elektrokimia atau baterai yang banyak dimanfaatkan dalam kehidupan sehari-hari agar mengaktifkan sejumlah gadget dan peralatan kecil dan besar. Seperti, aki dimanfaatkan untuk menyediakan semua kebutuhan listrik dari mobil, truk, bus, kereta api, pesawat terbang, dan lain-lain. Begitu pula, energi listrik yang dimanfaatkan pada kapsul ruang yang dihasilkan dari reaksi antara hidrogen dan oksigen pada sel bahan bakar.

2. Reaksi redoks dalam biologi

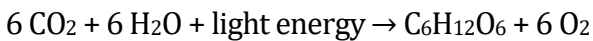
Kebanyakan proses biologi menggunakan reaksi redoks. Reaksi tersebut terjadi secara simultan karena sel sebagai tempat terbentuknya reaksi-reaksi biokimia, harus menggunakan semua fungsi hidup. Agen biokimia yang mendorong terbentuknya reaksi oksidasi dikenal dalam ilmu

pangan dan kesehatan sebagai oksidan. Zat yang menghambat proses oksidan disebut antioksidan.

Adapun aplikasi reaksi redoks dalam biologi yaitu pada pernapasan sel, terjadi oksidasi glukosa ($C_6H_{12}O_6$) menjadi CO_2 dan reduksi oksigen menjadi air. Persamaan ringkas dari pernapasan sel adalah:



Proses pernapasan sel juga sangat dipengaruhi oleh reduksi NAD^+ menjadi $NADH$ ataupun reaksi baliknya (oksidasi $NADH$ menjadi NAD^+). Adapun kebalikan reaksi redoks pada pernapasan sel yaitu proses fotosintesis:



Energi biologi kadang disimpan dan dibebaskan menggunakan reaksi redoks. Proses fotosintesis menggunakan reaksi reduksi karbon dioksida menjadi gula dan oksidasi air menjadi oksigen. Reaksi sebaliknya merupakan pernapasan sel dari pengoksidasian gula membentuk karbon dioksida dan air. Sebagai tahapan antara reduksi senyawa karbon yang digunakan untuk mereduksi nikotinamida adenina dinukleotida (NAD^+), yang selanjutnya terlibat dalam menghasilkan gradien proton yang digunakan untuk mendorong pembuatan adenosina trifosfat (ATP) dan dijaga oleh oksidasi oksigen.

Kondisi reaksi redoks juga biasa digunakan untuk menjelaskan keseimbangan antara $NAD^+/NADH$ dengan $NADP^+/NADPH$ dalam sistem biologi seperti pada sel dan organ. Kondisi reaksi redoks diaplikasikan pada keseimbangan untuk sebagian set metabolit, (seperti: laktat dan piruvat, beta-hidroksibutirat dan asetoasetat) yang perubahannya sangat bergantung pada perbandingan ini. Kondisi reaksi redoks yang tidak stabil akan mengakibatkan hasil yang buruk, seperti hipoksia, guncangan (*shock*), dan sepsis.

5.2.7 Siklus redoks

Banyak jenis senyawa aromatik dapat mengalami reaksi reduksi oleh enzim agar membentuk senyawa radikal bebas. Umumnya, pemberi elektron merupakan berbagai jenis flavoenzim dan koenzim-koenzimnya. Saat menghasilkan radikal-radikal bebas anion ini akan dioksidasi oleh oksigen dan akan mereduksi oksigen menjadi superoksida. Reaksi bersihnya menghasilkan koenzim flavoenzim dari reaksi oksidasi dan oksigen menjadi superoksida melalui reaksi reduksi. Adapun pola katalitik ini digambarkan sebagai siklus redoks.

5.3 Termokimia

Termokimia merupakan bagian dari ilmu kimia yang mengamati aspek suhu dalam reaksi. Dalam konsep termokimia memiliki istilah sistem dan lingkungan.

Sistem merupakan semua bentuk proses yang menjadi pusat perhatian pengamat, seperti: keadaan zat, reaksi, perubahan zat. Adapun sistem dalam konsep termokimia terdiri dari:

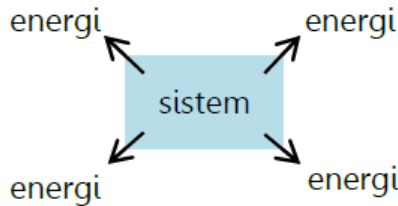
1. **Sistem terbuka** ialah suatu sistem yang bisa terjadi pergantian energi dan materi dengan lingkungan.
2. **Sistem tertutup** ialah suatu sistem yang bisa terjadi pergantian energi dengan lingkungan, tidak dengan pertukaran materi.
3. **Sistem terisolasi** ialah suatu sistem yang tidak bisa terjadi pergantian energi dan materi dengan lingkungan.

Lingkungan merupakan segala sesuatu yang berada di luar sistem, dan membantu kerja sistem. Contoh: alat-alat, wadah, tabung reaksi, udara.

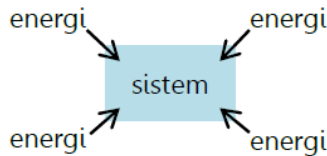
5.3.1 Reaksi Eksoterm dan Endoterm

Jenis reaksi dalam konsep termokimia terbagi menjadi dua, yaitu reaksi eksoterm dan reaksi endoterm.

1. **Reaksi eksoterm**, ialah reaksi yang sistemnya dapat membebaskan/menghasilkan energi, sehingga suhu lingkungan mengalami kenaikan. Contoh: reaksi di atas suhu



2. **Reaksi endoterm**, ialah reaksi yang sistemnya dapat menyerap/menerima energi, sehingga suhu lingkungan mengalami penurunan. Contoh: reaksi $\text{Ba}(\text{OH})_2$ dengan NH_4Cl , pemanasan CuCO_3 .



Kedua reaksi tersebut mengalami perubahan tingkat energi disebut dengan istilah **perubahan entalpi reaksi**, yang dapat dihitung dengan menggunakan rumus:

$\Delta H = H_2 - H_1$

H₂ = entalpi produk (J)
H₁ = energi reaktan (J)

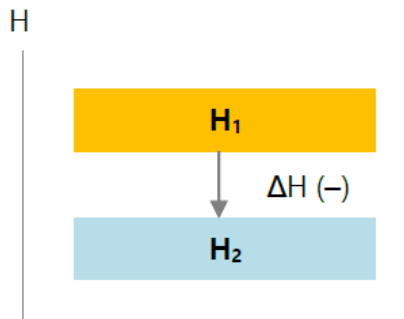
Adapun perbedaan antara reaksi eksoterm dan endoterm dapat dilihat pada tabel 51.

Tabel 5.1. Perbedaan Reaksi Eksoterm dan eEndoterm

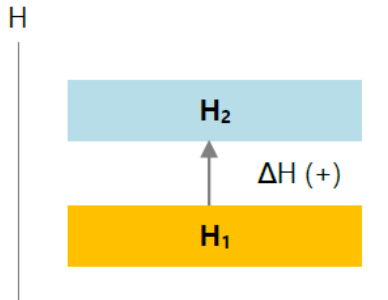
Perbedaan	Reaksi Eksoterm	Reaksi Endoterm
Energi (H)	dibebaskan/ dilepas sistem $H_2 < H_1$	diserap/ diterima sistem $H_2 > H_1$
Suhu lingkungan (T)	naik/panas Takhir > Tawal	turun/dingin Takhir < Tawal
ΔH reaksi	(-)	(+)

Adapun jenis diagram tingkat energi yang menunjukkan nilai perubahan entalpi reaksi yaitu:

1. Diagram tingkat energi reaksi eksoterm



2. Diagram tingkat energi reaksi endoterm



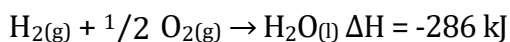
5.3.2 Persamaan Termokimia

Perubahan entalpi reaksi merupakan jumlah energi yang digunakan agar membentuk atau mengurai suatu zat dalam reaksi.

Persamaan reaksi termokimia ialah suatu persamaan reaksi yang di dalam reaksinya terdapat jumlah energi (perubahan entalpi) yang digunakan dalam reaksi tersebut.

Contoh:

Satu mol air terbentuk dari hidrogen dan oksigen yang melepaskan energi sebesar 286 kJ.



5.3.3 Entalpi standar

Adapun jenis-jenis entalpi standar dalam konsep termokimia yaitu:

1. Entalpi standar (molar) ialah perubahan entalpi yang terbentuk pada suhu 25°C (atau 298 K), tekanan 1 atm, dan pada 1 mol suatu zat, yang disimbolkan dengan ΔH° .

Secara umum entalpi standar terbagi menjadi tiga bagian yaitu:

- Entalpi pembentukan standar (formasi atau ΔH°_f)
- Entalpi penguraian standar (disosiasi atau ΔH°_d)
- Entalpi pembakaran standar (*combustion* atau ΔH°_c)

2. Entalpi pembentukan standar (ΔH°_f) ialah energi yang diserap atau dibebaskan agar membentuk 1 mol zat tersebut dari unsur-unsur pembentuknya.

Nilai entalpi pembentukan standar dapat diperoleh dengan menggunakan data entalpi pembentukan standar.

Adapun jenis nilai-nilai entalpi pembentukan standar yaitu:

- Bernilai positif**, artinya terjadi penyerapan energi.
- Bernilai negatif**, artinya terjadi pelepasan energi.
- Bernilai nol**, artinya unsur tersebut terdapat di alam secara alami.

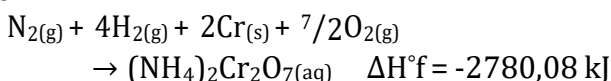
Bentuk unsur-unsur yang terdapat alami secara alami, dan nilai ΔH°_f nya nol:

Monoatomik			Poliatomik		
Na(s)	Ca(s)	Al(s)	H ₂ (g)	F ₂ (g)	I ₂ (s)
K(s)	C(s)	Fe(s)	N ₂ (g)	Cl ₂ (g)	S ₈ (s)
Mg(s)	S(s)	Zn(s)	O ₂ (g)	Br ₂ (l)	P ₄ (s)
logam dan gas mulia			halogen dan gas selain gas mulia		

Contoh:

Reaksi pembentukan (NH₄)₂Cr₂O₇ pada keadaan standar, membebaskan energi sebesar 2780,08 kJ/mol. Tentukan persamaan termokimia pada reaksi pembentukan senyawa tersebut?

Jawab:

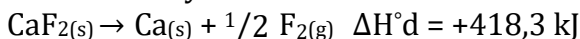


- 3. Entalpi penguraian standar (ΔH°_d)** ialah energi yang diserap atau dilepas agar mengurai 1 mol zat menjadi unsur pembentuknya.

Nilai entalpi penguraian standar kebalikan dari entalpi pembentukan standar karena dalam entalpi penguraian reaktan berpindah ke kanan dan produk berpindah ke kiri.

Contoh:

Entalpi pembentukan standar kalsium fluorida memiliki nilai sebesar -418,3 kJ, buatlah persamaan reaksi penguraian termokimianya!



- 4. Entalpi pembakaran standar (ΔH°_c)** ialah jumlah energi yang dibebaskan agar membakar 1 mol zat.

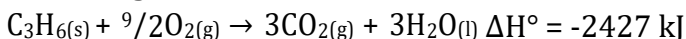
Nilai entalpi pembakaran standar dapat diperoleh nilainya dengan menggunakan data entalpi pembakaran standar. Adapun ciri utama dari reaksi pembakaran adalah:

- a. Menghasilkan reaksi eksoterm.

- b. Menggunakan gas oksigen (O_2) dalam reaksinya.
- c. Karbon terbakar menjadi CO_2 , hidrogen terbakar menjadi H_2O , nitrogen terbakar menjadi NO_2 , belerang terbakar menjadi SO_2 .

Contoh:

Tuliskan persamaan termokimia untuk reaksi pembakaran C_3H_6 dengan nilai $\Delta H^\circ_c = -2427 \text{ kJ}$?



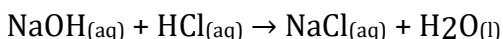
- 5. Entalpi atomisasi standar (endoterm)** merupakan suatu entalpi yang menggunakan energi untuk menghasilkan 1 mol atom unsur pada keadaan standar.

Contoh:



- 6. Entalpi netralisasi standar (eksoterm)** ialah suatu entalpi yang menghasilkan energi dari reaksi asam-basa sehingga membentuk 1 mol air pada keadaan standar.

Contoh:



$$\Delta H^\circ = -890,4 \text{ kJ}$$

- 7. Entalpi peleburan standar (endoterm)** adalah suatu entalpi yang menghasilkan energi untuk digunakan dalam meleburkan 1 mol suatu zat padat menjadi zat cair pada titik leburnya dalam keadaan standar.

Contoh:



- 8. Entalpi penguapan standar (endoterm)** merupakan suatu entalpi yang menggunakan energi untuk menguapkan 1 mol zat cair menjadi gas pada titik uapnya dalam keadaan standar.

Contoh:



9. Entalpi penyubliman standar ialah suatu entalpi yang menggunakan sejumlah energi untuk menyublimkan 1 mol zat padat menjadi gas pada keadaan standar.

Contoh:



5.3.4 Penentuan Entalpi Reaksi

Entalpi reaksi dalam konsep termokimia dapat ditentukan dengan berbagai cara yaitu:

1. Menggunakan kalorimetri

Kalorimetri ialah metode dalam menentukan energi kalor reaksi dengan kalorimeter. Adapun kalorimeter merupakan suatu sistem yang terisolasi, bahwa semua energi yang digunakan atau dilepaskan tetap berada dalam kalorimeter tersebut.

Dalam menentukan jumlah energi kalor reaksi dan entalpi reaksi dapat menggunakan atau mengukur perubahan suhu:

$$Q_{\text{reaksi}} = m \cdot c \cdot \Delta t$$

$$\Delta H = \frac{-Q_{\text{reaksi}}}{\text{jumlah mol}}$$

Q_{reaksi} = energi atau panas kalor reaksi (J)

m = massa zat (kg)

c = kalor jenis zat (J/kg°C)

ΔT = perubahan suhu (°C)

2. Menggunakan Hukum Hess (penjumlahan) dan Data Entalpi Pembentukan

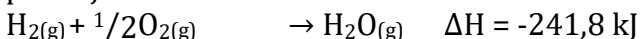
Menurut hukum Hess bahwa suatu reaksi bisa terbentuk melalui beberapa langkah reaksi, dan tahap atau jalan yang ditempuh tidak akan memengaruhi entalpi reaksi.

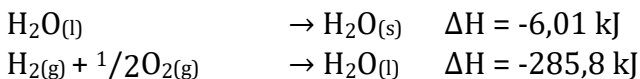
Perubahan entalpi reaksi menurut hukum Hess:

- Hanya tergantung dari keadaan awal dan akhir sistem, bukan tahap yang ditempuh.
- Penjumlahan entalpi reaksi dari setiap tahap.

Contoh:

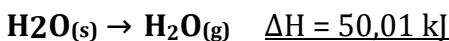
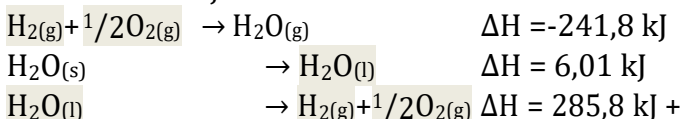
Tentukan nilai perubahan entalpi penguapan air dari wujud padat jika diketahui reaksi-reaksi berikut:





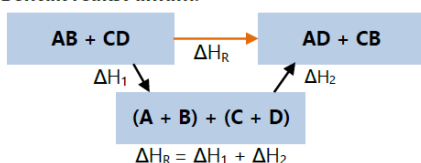
Jawab:

Reaksi yang diinginkan: $\text{H}_2\text{O(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(g)}$, maka seluruh $\text{H}_2\text{O(s)}$ diletakkan dibagian kiri (reaktan), dan $\text{H}_2\text{O(g)}$ diletakkan dibagian kanan (produk), sehingga ketiga reaksi diatas dituliskan menjadi:



Dalam konsep hukum Hess, bahwa energi kalor suatu reaksi bisa juga diperoleh dari data entalpi pembentukan reaktan dan produknya dahulu menjadi bentuk dasar, kemudian bereaksi kembali menghasilkan zat produk.

Bentuk reaksi umum:



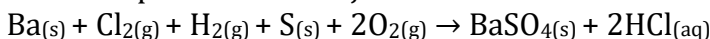
$$\Delta H_R = (\Delta H^\circ_f \text{ produk}) - (\Delta H^\circ_f \text{ reaktan})$$

Contoh:

Tentukan entalpi reaksi berikut: $\text{BaCl}_{2\text{(aq)}} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{(aq)}} \rightarrow \text{BaSO}_{4\text{(s)}} + 2\text{HCl}_{\text{(aq)}}$, jika diketahui entalpi pembentukan standar dari adalah -858,6 kJ/mol, -1473,3 kJ/mol, -909,27 kJ/mol, -167,1 kJ/mol.

Jawab:

Reaksi dapat diubah menjadi:



Data yang ada dimasukkan ke dalam rumus:

$$\begin{aligned} \Delta H_R &= (\Delta H^\circ_f \text{ produk}) - (\Delta H^\circ_f \text{ reaktan}) \\ &= (\Delta H^\circ_f \text{BaSO}_4 + 2 \Delta H^\circ_f \text{HCl}) - (\Delta H^\circ_f \text{BaCl}_2 + \Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{SO}_4) \\ &= (-1473,3 - 2 \times 167,1) - (-858,6 - 909,27) \\ \Delta H_R &= \underline{-39,63 \text{ kJ/mol}} \end{aligned}$$

3. Menggunakan Data Energi Ikatan

Energi ikatan rata ialah suatu energi rata-rata yang diperlukan agar memutuskan 1 ikatan kovalen tertentu suatu zat dalam keadaan gas. Setiap ikatan memerlukan energi yang tidak sama untuk bisa terlepas atau mengalami pemutusan. Reaksi melibatkan dua tahapan reaksi, yakni pemutusan ikatan reaktan dan pembentukan ikatan produk.

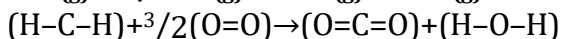
Bentuk reaksi umum:

$$\Delta H_R = \Sigma E_{\text{ikatan putus}} - \Sigma E_{\text{ikatan terbentuk}}$$

Contoh:

Ikatan	Energi Ikatan	Ikatan	Energi Ikatan
C – H	413 kJ/mol	C = O	358 kJ/mol
O = O	146 kJ/mol	O – H	463 kJ/mol

Tentukan perubahan entalpi reaksi dari pembakaran CH₂ dibawah ini!



$$\text{E.I. putus} : (2 \times 413) + (3/2 \times 146) = 1045 \text{ kJ}$$

$$\text{E.I. terbentuk} : (2 \times 431) + (2 \times 463) = 1788 \text{ kJ} -$$

$$\Delta H_R = -743 \text{ kJ}$$

DAFTAR PUSTAKA

- Brady, James E. 1990. General chemistry, (principles & structures). New York: John Wiley and Sons.
- Endang, S. 2011. Theory and Application of Chemistry. Solo: Tiga Serangkai
- Hudlický, Miloš . 1996. Reductions in Organic Chemistry. Washington, D.C.: American Chemical Society. hlm. 429. ISBN 0-8412-3344-6.
- Hudlický, Miloš . 1990. Oxidations in Organic Chemistry. Washington, D.C.: American Chemical Society. hlm. 456. ISBN 0-8412-1780-7.
- Jackson, Tom. 2007. Chemistry Matter: Atom and Molecules. Volume 1. Connecticut: Grolier.
- Joomshaper. 2024. Konsep redoks. <https://mplk.politanikoe.ac.id/index.php/program-studi/28-matakuliahkimiadasar/kimia-dasar/861-konsep-reaksi-redoks>
- N, Restu. 2024. Mengenal Sifat Senyawa Kimia Organik dan Anorganik. https://www.gramedia.com/literasi/sifat-senyawa-kimia/#google_vignette
- Keenan, Charles W. Et. al, - Pudjaatmaka. 1999. Ilmu kimia universitas (terjemahan). Jakarta: Erlangga.
- Petrucci, Ralph H – Suminar. (1999). Kimia Dasar Prinsip dan Terapan Modern. Jakarta: Erlangga
- Purba, Michael. 2004. Kimia Untuk SMA Kelas XI. Jakarta: Erlangga.

BAB 6

TEORI ELEKTROKIMIA : SEL ELEKTROKIMIA, ELEKTROLISIS, DAN APLIKASI DALAM BATERAI

Oleh Desy Nurhasanah Sari

6.1 Pendahuluan

Penyimpanan energi listrik terbarukan menjadi hal yang penting untuk energi masa depan. Hal ini disebabkan oleh berbagai faktor termasuk permintaan energi listrik yang meningkat, peningkatan harga minyak, bahan bakar fosil yang terus menipis, dan perubahan iklim. Energi terbarukan seperti energi angin, tenaga surya, dan air merupakan sumber energi yang berkelanjutan dan ramah lingkungan. Namun, energi terbarukan memiliki keterbatasan, yaitu tidak selalu tersedia saat dibutuhkan. Oleh karena itu, penyimpanan energi listrik diperlukan untuk mengatasi hal itu (Farandy et al). Baterai merupakan salah satu alternatif penyimpanan energi yang paling umum digunakan. Baterai dapat menyimpan energi dalam bentuk listrik yang kemudian dapat digunakan untuk menghasilkan energi listrik saat dibutuhkan (Schmidt-Rohr, 2018).

Pemanfaatan sumber energi alternatif pada baterai dilakukan dengan metode elektrokimia. Sel elektrokimia adalah sistem yang mengubah energi kimia menjadi energi listrik. Reaksi kimia yang terjadi di dalam sel elektrokimia adalah reaksi reduksi dan oksidasi. Elektrokimia telah berperan penting dalam perkembangan baterai, karena penelitian elektrokimia telah menghasilkan berbagai jenis baterai baru dengan kinerja yang lebih baik (Farandy et al).

6.2 Elektrokimia

Elektrokimia terdiri dari dua cabang yaitu sel elektrokimia dan elektrolisis. Pada tahun 1796, Alessandro Volta seorang ilmuwan asal Italia melakukan eksperimen untuk mempelajari reaksi

elektrokimia dengan membuat alat yang terdiri dari dua buah pelat logam, yaitu pelat perak dan pelat seng yang dihubungkan oleh larutan elektrolit. Alat tersebut menunjukkan bahwa reaksi elektrokimia dapat menghasilkan arus listrik melalui reaksi redoks. Alat percobaan Volta kemudian disebut sel elektrokimia. Sel elektrokimia Volta merupakan baterai penghasil listrik pertama sepanjang sejarah (Mahendra et al., 2021; Ridwan et al., 2016a).

6.2.1 Sel Elektrokimia

Sel elektrokimia merupakan alat yang mengubah energi kimia menjadi energi listrik. Reaksi kimia yang terjadi di sel elektrokimia disebut reaksi redoks. Reaksi redoks adalah reaksi kimia yang melibatkan pelepasan dan penerimaan elektron. Pada sel elektrokimia, katoda adalah tempat terjadinya reaksi reduksi, yaitu reaksi penerimaan elektron. Sedangkan anoda adalah tempat terjadinya reaksi oksidasi, yaitu reaksi pelepasan elektron. Elektron dapat berpindah dari anoda ke katoda melalui larutan elektrolit. Larutan elektrolit adalah larutan yang mengandung ion-ion yang dapat menghantarkan listrik. Perpindahan elektron tersebut terjadi secara terus-menerus hingga menghasilkan arus listrik. Sel elektrokimia banyak digunakan dalam kehidupan sehari-hari, seperti dalam proses pemurnian logam, penyepuhan logam, dan pada berbagai peralatan elektronika (Ridwan et al., 2016b).

Sel elektrokimia terdiri dari tiga komponen utama, yaitu :

1. Elektroda

Elektroda adalah komponen sel elektrokimia yang berperan sebagai tempat terjadinya reaksi kimia. Elektroda terdiri dari dua jenis, yaitu katoda dan anoda. Katoda adalah elektroda di mana terjadi reaksi reduksi, yaitu reaksi penerimaan elektron. Sedangkan anoda adalah elektroda di mana terjadi reaksi oksidasi, yaitu reaksi pelepasan elektron.

2. Elektrolit

Elektrolit adalah zat yang larut dalam air dan dapat menghantarkan listrik. Elektrolit mengandung ion-ion yang dapat bergerak bebas. Ion-ion tersebut berperan dalam reaksi redoks yang terjadi di katoda dan anoda.

3. Jembatan garam

Jembatan garam merupakan saluran yang menghubungkan dua sel elektrokimia. Jembatan garam berfungsi untuk menyeimbangkan muatan listrik antara kedua sel.

6.2.2 Elektrolisis

Elektrolisis adalah proses penguraian suatu senyawa kimia oleh arus listrik. Proses ini terjadi karena adanya perbedaan potensial listrik antara dua elektroda yang dicelupkan dalam larutan elektrolit (Fitriyanti, 2021). Reaksi redoks pada sel elektrolisis tidak terjadi secara spontan, melainkan dipicu oleh perbedaan potensial listrik. Perbedaan potensial listrik ini menyebabkan ion-ion dalam larutan elektrolit bergerak menuju elektroda yang sesuai dengan muatannya. Ion-ion positif bergerak menuju katode, sedangkan ion-ion negatif bergerak menuju anode (Ridwan et al., 2016b).

Sel elektrolisis terdiri dari tiga komponen utama yaitu elektroda, elektrolit, dan sumber arus listrik.

1. Elektroda

Elektroda adalah konduktor listrik yang berfungsi sebagai tempat terjadinya reaksi redoks. Elektroda terdiri dari dua jenis, yaitu anoda dan katoda. Anoda adalah elektroda tempat terjadinya reaksi oksidasi, yaitu pelepasan elektron. Elektron yang dilepaskan dari anoda akan mengalir ke katode melalui rangkaian listrik (Nasution, 2021; Susanto & Kristiningrum, 2019).

Elektroda dapat dibedakan menjadi dua jenis, yaitu elektroda inert dan elektroda non inert. Elektroda inert adalah elektroda yang tidak mudah bereaksi dengan ion-ion dalam larutan elektrolit. Elektroda inert biasanya terbuat dari platina (Pt), emas (Au), atau karbon (C). Elektroda non inert adalah elektroda yang mudah bereaksi dengan ion-ion dalam larutan elektrolit. Elektroda non inert biasanya terbuat dari logam yang reaktif seperti tembaga (Cu), seng (Zn), atau besi (Fe). Elektroda inert tidak akan mengalami oksidasi di anode, sedangkan elektroda non inert akan

mengalami oksidasi di anode (Farandy et al., n.d.; Mesin et al., 2021).

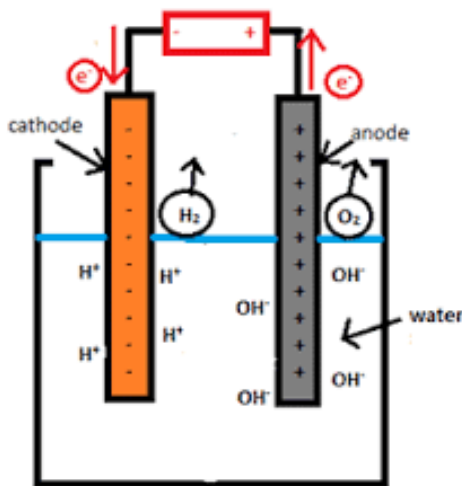
2. Elektrolit

Elektrolit yaitu zat yang dapat terurai menjadi ion-ion dalam larutan, ion-ion tersebut yang berperan sebagai penghantar listrik. Elektrolit dapat berupa asam, basa, atau garam.

3. Sumber Arus Listrik

Sumber listrik yang menyuplai arus searah (*Direct Current* =DC), misalnya baterai, aki, generator dan panel surya.

Proses elektrolisis seperti yang ditunjukkan pada Gambar 6.1. Pada proses elektrolisis, arus listrik akan mengalir dari sumber tegangan listrik ke dalam sel elektrolisis. Sel elektrolisis terdiri dari dua elektroda yang dicelupkan ke dalam larutan elektrolit (Fitriyanti, 2021). Arus listrik yang mengalir kemudian memicu terjadinya reaksi redoks pada elektrodanya sehingga sel elektrokimia mengubah energi listrik menjadi energi kimia (Bagotsky et al., 2015).

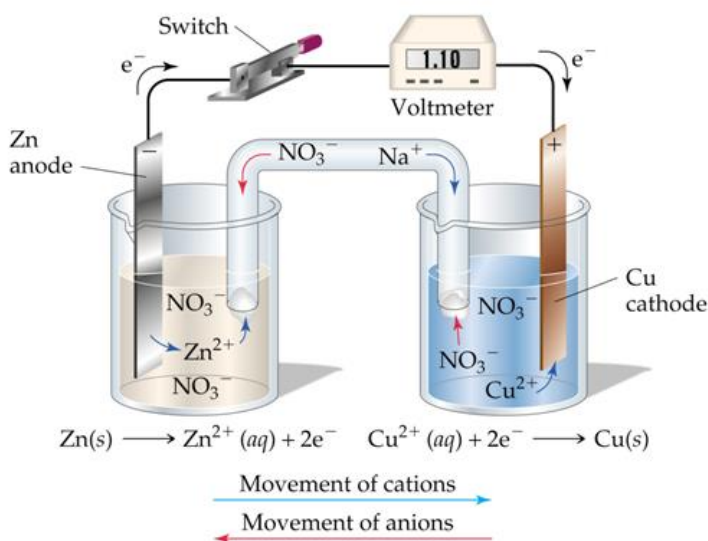


Gambar 6.1. Proses Elektrolisis (Fitriyanti, 2021)

6.3 Sel Volta

Sel volta adalah sumber arus listrik yang dihasilkan dari reaksi kimia redoks spontan. Sel volta juga disebut sel galvanik karena ditemukan oleh ilmuwan Italia Alessandro Volta dan Luigi Galvani (Bagotsky et al., 2015; Schmidt-Rohr, 2018). Pada sel volta, elektron yang dilepaskan dari anoda akan diterima oleh ion-ion positif dalam larutan elektrolit. Aliran elektron dari anoda ke katoda inilah yang menyebabkan timbulnya arus listrik (Mesin et al., 2021).

Sel volta digunakan dalam berbagai macam perangkat elektronik seperti baterai, aki, dan sel bahan bakar. Sel volta terdiri dari dua elektroda, yaitu anoda dan katoda. Kedua elektroda ini dicelupkan ke dalam larutan elektrolit yang berbeda. Larutan elektrolit ini berfungsi untuk menyediakan ion-ion yang diperlukan untuk reaksi redoks (Gambar 6.2).



Gambar 6.2. Rangkaian Sel Volta (Brown, et al 2015)

Dua elektroda yang dipasang pada sel volta berfungsi untuk menghasilkan arus listrik. Arus listrik ini dapat diukur dengan voltmeter. Reaksi kimia yang terjadi pada sel volta berlangsung secara spontan, tanpa memerlukan pemicu dari luar. Sel volta

mengubah energi kimia dari reaksi redoks menjadi energi listrik. Reaksi redoks ini menyebabkan terjadinya aliran elektron dari anoda ke katode yang menghasilkan arus listrik. Arus listrik yang dihasilkan sel volta adalah arus searah (DC) (Farandy et al., n.d.; Mesin et al., 2021).

Perbedaan utama antara sel volta dan sel elektrokimia adalah arah reaksi redoks. Pada sel volta, reaksi redoks berlangsung secara spontan, yaitu reaksi yang terjadi tanpa perlu adanya energi dari luar. Hal ini menyebabkan elektron mengalir dari anoda ke katoda, sehingga menghasilkan arus listrik. Sedangkan pada sel elektrokimia, reaksi redoks tidak berlangsung secara spontan, sehingga perlu adanya energi dari luar untuk mendorong reaksi berlangsung. Energi ini dapat berupa arus listrik dari sumber luar, atau energi panas (Perdana, 2021; Ridwan et al., 2016a; Susanto & Kristiningrum, 2019).

6.4 Baterai

Baterai adalah perangkat yang dapat menyimpan energi kimia dan melepaskannya dalam bentuk energi listrik. Baterai tersedia dalam berbagai bentuk, ukuran, dan potensial (*volt*) (Bagotsky et al., 2015). Baterai sangat penting untuk peralatan elektronik yang dapat dibawa ke mana saja, seperti jam tangan, jam dinding, dan *remote control* (Nasution, 2021).

Ada beberapa jenis baterai yang sering dijumpai dalam kehidupan sehari-hari, yaitu baterai primer dan baterai sekunder. Baterai primer umumnya lebih murah daripada baterai sekunder. Namun, baterai primer hanya dapat digunakan satu kali, sedangkan baterai sekunder dapat digunakan berulang kali. Oleh karena itu, baterai sekunder lebih hemat biaya dalam jangka panjang (Nasution, 2021).

6.4.1 Baterai Primer

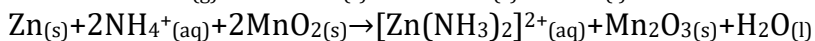
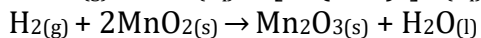
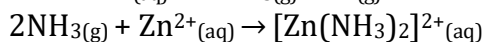
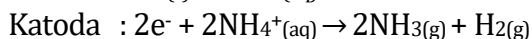
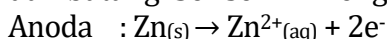
Baterai sel primer adalah baterai yang dapat digunakan sekali saja. Baterai ini bekerja dengan reaksi kimia yang tidak dapat balik. Setelah reaksi kimia selesai, baterai tidak lagi dapat menghasilkan listrik (Collins et al., 2018). Baterai sel primer terdiri dari tiga komponen penting, yaitu batang karbon sebagai

anoda (kutup positif baterai), seng (Zn) sebagai katoda (kutup negatif baterai) dan pasta sebagai elektrolit (penghantar). Baterai sel primer umumnya memberikan tegangan 1.5 *Volt* dan tersedia dalam berbagai ukuran seperti AAA (sangat kecil), AA (kecil), C (medium), D (besar). Selain itu, ada juga baterai sel primer berbentuk kotak dengan tegangan 6 *Volt* dan 9 *Volt*. Jenis baterai yang tergolong ke dalam kategori baterai primer, antara lain baterai kering (sel Leclanche), baterai alkaline, baterai perak oksida, baterai sel merkuri (Susanto & Kristiningrum, 2019).

1. Baterai Kering (sel *Leclanche*)

Baterai disebut baterai kering karena jumlah air yang dipakai sedikit (dibatasi), sedangkan disebut sel *Leclanche* karena ditemukan oleh Leclanche yang mendapat paten atas penemuannya pada tahun 1866. Baterai sel kering merupakan sejenis baterai rumah tangga yang biasa digunakan untuk menyalakan jam, remot Ac, remot TV (Nasution, 2021; Susanto & Kristiningrum, 2019).

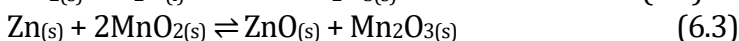
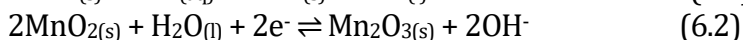
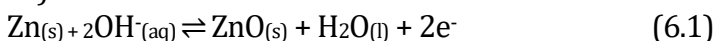
Baterai sel kering terdiri dari batang karbon, seng, dan pasta yang mengandung garam klorida. Batang karbon berfungsi sebagai katoda dan wadah seng berfungsi sebagai anoda. Katoda dikelilingi oleh bubuk mangan dioksida dan kombinasi karbon. Pasta terbuat dari amonium klorida dan seng klorida digunakan untuk mengisi area antara wadah dan batang. Sel-sel ini mengalami reaksi redoks berikut :



Pada daerah antara katoda dan anoda terdapat campuran MnO_2 dan pasta kental dari arang sebagai oksidator, seng klorida, dan amonium klorida (NH_4Cl). Lapisan kertas berpori membuat wadah pasta dan seng tidak saling bersentuhan secara langsung, ini berfungsi sebagai jembatan garam. *Pitch* atau lilin digunakan untuk menutup sel dari atas.

2. Baterai *Alkaline*

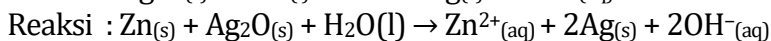
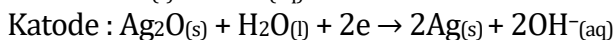
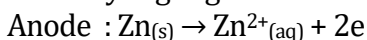
Baterai *alkaline* merupakan bentuk sel kering yang lain. Baterai *alkaline* merupakan salah satu baterai primer yang masih banyak digunakan hingga saat ini. Salah satu bahan kimia yang lebih umum untuk baterai jenis ini adalah seng/mangan dioksida dengan elektrolit basa kalium hidroksida. Logam seng (Zn) berfungsi sebagai elektroda negatif mengikuti setengah reaksi selama pelepasan yang ditunjukkan pada Persamaan (14.1), sedangkan MnO_2 bertindak sebagai elektroda positif mengikuti setengah reaksi yang ditunjukkan pada Persamaan (14.2), dan reaksi keseluruhan pada Persamaan (6.3) (Collins et al., 2018).



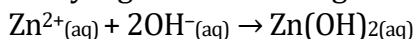
Potensial satu sel baterai ini adalah ± 1.5 volt. Sel baterai *alkaline* dapat bertahan lebih lama daripada sel *Leclanche* (Bagotsky et al., 2015; Jouhara et al., 2019; Schmidt-Rohr, 2018).

3. Baterai Perak Osida

Baterai peroksida bentuknya sangat kecil, biasanya baterai ini digunakan pada arloji, kalkulator dan alat-alat elektronika yang kecil lainnya. Baterai ini terdiri atas seng (Zn) yang berfungsi sebagai anode dan Ag_2O sebagai katode. Elektrolit yang digunakan adalah KOH berbentuk pasta.



Zn^{2+} yang terbentuk mengikat OH^{-} membentuk $\text{Zn}(\text{OH})_2$

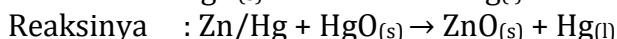
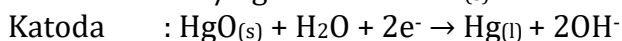


Potensial satu sel baterai ini adalah $\pm 1,5$ volt dan masa pakainya sangat lama, bahkan dapat mencapai lebih dari 1 tahun.

4. Sel merkuri

Bentuk sel merkuri mirip baterai peraroksida yaitu bulat pipih, berukuran kecil, dan tempatnya terbuat dari

stainless steel. Sel merkuri digunakan seperti pada alat-alat kedokteran, dalam rangkaian listrik kecil seperti alat bantu dengar, arloji, pH meter dan lain-lain. Sel merkuri terdiri atas seng (Zn) yang dicampur dengan air raksa (Hg) sehingga berfungsi sebagai anode dan HgO sebagai katode. Elektrolit yang digunakan adalah KOH pekat berisi pasta ZnO dan HgO, sel mengalami reaksi berikut :



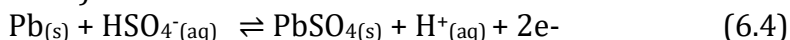
Selama bekerja tidak ada perubahan susunan dalam elektrolit, reaksi sel hanya menyangkut zat padat. Potensial sel yang dihasilkan tetap (stabil) yaitu $\pm 1,35 \text{ volt}$ dengan masa pakai lebih lama.

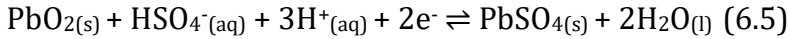
6.4.2 Baterai Sekunder

Baterai sel sekunder atau disebut baterai isi ulang merupakan baterai yang dapat digunakan berulang kali menggunakan sistem *charge*. Baterai ini tahan lama, dapat digunakan kembali, dan sangat baik untuk berbagai penggunaan. Baterai ini sedikit lebih mahal dibandingkan baterai primer, namun bila digunakan dengan hati-hati maka baterai ini akan bertahan lama bagi penggunaannya. Baterai timbal-asam dan baterai lithium-ion adalah contoh umum dari baterai sekunder. Aplikasi utama baterai ini adalah robot, penerangan tenaga surya, mainan mewah, dll.

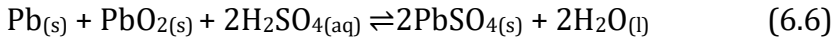
1. Baterai Timbal-asam

Baterai timbal-asam menggunakan elektrolit asam (H_2SO_4). Elektroda negatif tersusun dari timbal, sedangkan elektroda positif terdiri dari timbal (IV) oksida. Selama pelepasan, elektroda negatif menyumbangkan dua elektron ke sirkuit eksternal yang membentuk Pb^{2+} , mengikuti reaksi yang ditunjukkan pada Persamaan (6. 4), sedangkan pada elektroda positif Pb^{4+} direduksi menjadi Pb^{2+} mengikuti reaksi yang ditunjukkan pada Persamaan (6.5) (Collins et al., 2018).





Oleh karena itu dalam keadaan kosong, elektroda positif dan negatif menghasilkan timbal(II) sulfat (PbSO_4), elektrolit kehilangan sebagian besar asam sulfat terlarutnya, dan sebagian besar berubah menjadi air. Persamaan (6.6).

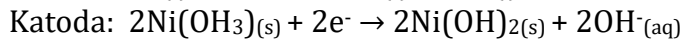
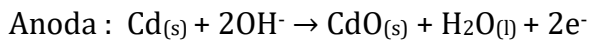


Baterai timbal-asam digunakan pada mobil dan inverter hanya dapat diisi ulang beberapakali. Anoda timbal dan jaringan timbal yang diisi dengan timbal dioksida membentuk katoda baterai penyimpanan timbal. Sebagai elektrolit, konsentrasi asam sulfat 38% digunakan. Baterai ini dapat diisi ulang dengan memindahkan muatannya ke arah lain dan membalikkan prosesnya, yang mengubah PbSO_4 kembali menjadi Pb dan PbO_2 .

2. Baterai Nikel-kadmium (NiCd)

Baterai nikel-kadmium merupakan sel isi ulang. Meskipun harganya lebih mahal dibandingkan baterai penyimpanan timbal, baterai ini bertahan lebih lama dibandingkan sel penyimpanan timbal. Namun, karena lebih ringan dan kecil, ada keuntungan tertentu. Peralatan yang portabel dan nirkabel dapat menggunakannya (Jouhara et al., 2019). Baterai ini menggunakan nikel hidroksida [$\text{Ni}(\text{OH})_2$] sebagai katoda, kadmium (Cd) sebagai anoda, dan larutan alkali hidroksida berupa kalium hidroksida (KOH) sebagai elektrolit. Hal ini memberikan peluang bagi baterai untuk diproduksi dalam ukuran kecil dan sekaligus memiliki tingkat kapasitas yang tinggi. Biaya pembuatan baterai ini juga terbukti sangat rendah. Fitur-fitur ini membuat baterai sangat diminati untuk aplikasi portabel dan konsumen yang mengutamakan bobot dan harga. Namun demikian, keunggulan lain yang dieksplorasi dari baterai nikel-kadmium mencakup tingkat pengisian dan pengosongan yang tinggi, suhu pengoperasian yang tinggi, siklus hidup pengoperasian yang tinggi, kemampuan pengisian daya yang cepat, efisiensi coulomb yang tinggi, dan resistansi internal yang rendah.

Kelemahan utama baterai NiCd adalah kerentanannya terhadap efek memori yang berarti baterai harus benar-benar habis sebelum dapat diisi ulang kembali. Namun demikian, faktor-faktor seperti tegangan sel yang rendah, bahan penyusun yang mahal karena mahalanya harga kadmium, dan tidak ramah lingkungan karena bahan yang digunakan untuk membuat baterai merupakan kelemahan lain dari jenis baterai ini.

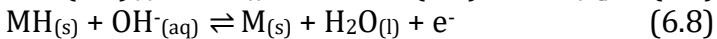
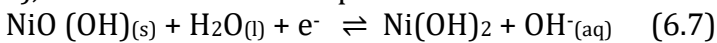


3. Baterai Nikel-metal Hibrida (NiMH)

Baterai nikel-metal hibrida merupakan pengganti baterai nikel-kadmium(Jouhara et al., 2019). Baterai ini menggunakan komposit yang sama dengan yang digunakan pada baterai nikel-kadmium namun menggunakan hidrogen sebagai pengganti kadmium pada anoda. Anoda pada baterai ini terbuat dari logam hibrida seperti paduan lantanum dan aktinida yang dapat digunakan sebagai komponen padat yang menggabungkan hidrogen tereduksi dan dapat dioksidasi untuk membentuk muatan positif. Elektrolit yang digunakan dalam baterai jenis ini terbuat dari kalium hidroksida, yang menghasilkan sel yang biasanya dapat menyuplai 1,2 V. Kapasitas energi baterai NiMH biasanya dua kali lipat dari baterai timbal-asam dan baterai NiCd. Baterai ini memungkinkan tingkat pengisian dan pengosongan yang lebih tinggi. Namun, seperti baterai nikel-kadmium yang rentan terhadap efek memori. Salah satu keunggulan jenis sel ini dibandingkan baterai nikel-kadmium adalah bahan yang digunakan dalam pembuatannya dianggap lebih ramah lingkungan. Meski demikian, baterai ini masih ditemukan lebih mahal dibandingkan jenis baterai timbal-asam dan nikel-kadmium.

Baterai nikel metal hidrida (NiMH) adalah baterai isi ulang yang menggunakan nikel oksihidroksida (NiOOH) sebagai elektroda positif dan paduan logam penyerap

hidrogen sebagai elektroda negatif. Teknologi baterai ini diperkenalkan pada tahun 1990-an, dan karena kapasitasnya yang unggul serta biayanya yang terjangkau, teknologi ini mengurangi penggunaan baterai NiCd secara signifikan. Selain itu, kadmium merupakan logam beracun dan pembuangannya menimbulkan bahaya lingkungan. Komposisi paduan logam (M) yang paling umum adalah AB₅, dengan A adalah campuran tanah jarang seperti lantanum, cerium, neodimium, atau praseodymium, dan B adalah nikel, kobalt, mangan, atau aluminium. Selain itu, bahan berkapasitas lebih tinggi untuk elektroda negatif didasarkan pada senyawa AB₂, di mana A adalah titanium atau vanadium dan B adalah zirkonium atau nikel, dimodifikasi dengan kromium, kobalt, besi, atau mangan. Selama pelepasan, elektroda positif (NiOOH) akan menghasilkan nikel(II) hidroksida sesuai dengan reaksi yang ditunjukkan pada Persamaan. (14.7), sedangkan logam hidrida (elektroda negatif) akan kehilangan hidrogen untuk membentuk paduan mengikuti reaksi yang ditunjukkan pada Persamaan. (14.8), dan reaksi keseluruhan pada 14.9.



4. Baterai litium-ion

Litium adalah logam yang paling elektronegatif dan paling ringan. Pada tahun 1970, M.S. Whittingham melakukan penelitian pada baterai lithium-ion dengan logam lithium sebagai anoda. Namun, baterai ini tidak dapat diisi ulang karena logam lithium yang mudah terbakar. Pada tahun 1980, Rachid Yazami menemukan bahwa baterai lithium-ion dapat diisi ulang jika anoda diganti dengan grafit. Grafit adalah material yang lebih aman dan memiliki kapasitas penyimpanan energi yang lebih tinggi daripada logam lithium. Baterai lithium-ion yang menggunakan grafit sebagai anoda memiliki banyak keunggulan yaitu dapat diisi ulang, memiliki kapasitas penyimpanan energi yang tinggi,

memiliki kepadatan energi yang tinggi, dan ringan. Oleh karena itu, baterai lithium-ion menjadi baterai yang sangat populer dan dibutuhkan dalam berbagai perangkat elektronik, seperti telepon seluler, laptop, dan kendaraan listrik. Baterai lithium-ion memiliki daya yang tinggi dan dapat mengisi daya dengan cepat (Hamida & Munasir, 2023; Mahendra et al., 2021).

Baterai lithium-ion terdiri dari dua elektroda, yaitu anoda dan katoda. Anoda terbuat dari karbon, sedangkan katoda terbuat dari senyawa lithium seperti LiMnO (LMO), LiFePO (LFP), LiTO (LTO), LiCO (LCO), LiNiMNCoo (NMC) (Abraham, 2020; Collins et al., 2018). Pada saat baterai diisi, ion lithium dari katoda akan bergerak ke anoda melalui elektrolit. Ion litium ini akan bergabung dengan atom karbon di anoda membentuk kompleks interkalasi grafit (LiC_6), reaksinya $\text{LiC}_6 + \text{CoO}_2 \rightleftharpoons \text{C}_6 + \text{LiCoO}_2$. Pada saat baterai digunakan, ion litium dari anoda akan bergerak ke katoda melalui elektrolit. ion litium ini akan bergabung dengan atom kobalt di katoda membentuk LiCoO_2 , reaksinya $\text{CoO}_2 + \text{Li}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{LiCoO}_2$. Reaksi ini dapat balik sehingga baterai lithium-ion dapat diisi ulang. Reaksi lengkapnya (kanan ke kiri = pengisian; kiri ke kanan = pengosongan) $\text{LiC}_6 + \text{CoO}_2 \rightleftharpoons \text{C}_6 + \text{LiCoO}_2$ (Hamida & Munasir, 2023; Nasution, 2021; Susanto & Kristiningrum, 2019).

DAFTAR PUSTAKA

- Abraham, K. M. (2020). How Comparable Are Sodium-Ion Batteries To Lithium-Ion Counterparts? *Acs Energy Letters*, 5(11), 3544–3547.
- Bagotsky, Skundin, & Volfkovich. (2015). “Electrochemical Power Sources: Batteries, Fuel Cells, And Supercapacitors.” *Johnson Matthey Technology Review*, 59(4), 319–321.
- Collins, J., Gourdin, G., & Qu, D. (2018). Modern Applications Of Green Chemistry: Renewable Energy. In *Green Chemistry: An Inclusive Approach* (Pp. 771–860). Elsevier Inc.
- Farandy, G., Suwandi, & Fitriyanti, N. (N.D.). *Pengaruh Konsentrasi Dan Temperatur Terhadap Daya Dan Tegangan Keluaran Listrik Pada Baterai Air Garam Dengan Metode Sel Elektrokimia The Influence Of Concentration And Temperature Saltwater Towards Voltage And Power Of Electrity On Saltwater Battery With Method Of Electrochemical Cell*.
- Fitriyanti. (2021). Jurnal Sains Fisika. In *Jurnal Sains Fisika* (Vol. 1).
- Hamida, H. N., & Munasir, J. (2023). Review : Studi Kinerja Dan Modifikasi Doping Pada Material Lifepo4 Sebagai Katoda Baterai Li-Ion 1). *Jurnal Inovasi Fisika Indonesia (Ifi)*, 12, 56–65.
- Jouhara, H., Khordehghah, N., Serey, N., Almahmoud, S., Lester, S. P., Machen, D., & Wrobel, L. (2019). Applications And Thermal Management Of Rechargeable Batteries For Industrial Applications. *Energy*, 170, 849–861.
- Mahendra, A., Arifin, Z., & Supardi, I. (2021). Sebuah Review: Spektroskopi Impedansi Elektrokimia Dan Aplikasinya Dalam Baterai Lithium-Ion. *Jurnal Inovasi Fisika Indonesia (Ifi)*, 10, 59–67.
- Mesin, P. T., Kunci, K., Volta, S., Baterai, E., & Listrik, P. (2021). Mengaplikasikan Sel Volta Dalam Pembuatan Baterai Sebagai Penyimpa Energi Muslih Nasution. In *Journal Of Electrical Technology* (Vol. 6, Issue 3).
- Nasution, M. (2021). Karakteristik Baterai Sebagai Penyimpan Energi Listrik Secara Spesifik. In *Cetak) Journal Of Electrical Technology* (Vol. 6, Issue 1).

- Perdana, F. A. (2021). Baterai Lithium. *Inkuiri: Jurnal Pendidikan Ipa*, 9(2), 113.
- Ridwan, M., Program, H., Kimia, S., Sains, F., Teknologi, D., Banda, A.-R., Darussalam, A. K., & Aceh, B. (2016a). Sel Elektrokimia: Karakteristik Dan Aplikasi. In *Circuit* (Vol. 2, Issue 1).
- Schmidt-Rohr, K. (2018). How Batteries Store And Release Energy: Explaining Basic Electrochemistry. *Journal Of Chemical Education*, 95(10), 1801–1810.
- Susanto, D. A., & Kristiningrum, E. (2019). *Pengaruh Pemberlakuan Wajib Sni Baterai Primer Terhadap Impor Produk Baterai Primer Indonesia*.

BIODATA PENULIS



Nurfiansyah, M.Si.

Dosen Program Studi D3 Analisis Kimia
Jurusan Teknik Kimia Politeknik Negeri Ujung Pandang

Penulis lahir di Pangkep, salah satu kabupaten di Sulawesi Selatan, pada tanggal 10 September 1989. Penulis menyelesaikan pendidikan formalnya di Kota Makassar. Kemudian penulis menempuh pendidikan S1 di Jurusan Kimia FMIPA Universitas Negeri Makassar dan melanjutkan pendidikan S2 di Jurusan Kimia Institut Teknologi Sepuluh Nopember dengan peminatan Kimia Anorganik. Penulis kemudian menjadi dosen tetap di Prodi D3 Analisis Kimia Jurusan Teknik Kimia Politeknik Negeri Ujung Pandang. Fokus utama penelitian penulis adalah kimia anorganik. Dalam tugasnya sebagai dosen, penulis dipercaya untuk mengampuh mata kuliah kimia analitik utamanya yang berkaitan dengan instrumentasi dan kimia anorganik. Sedangkan untuk pengabdian kepada masyarakat penulis lebih sering mengangkat tema pupuk organik. Di samping itu penulis dipercaya untuk menjabat sebagai staf Tempat Uji Kompetensi Jurusan Teknik Kimia PNUP. Untuk kerjasama lebih lanjut anda dapat menghubungi penulis via e mail nurfiansyah@poliupg.ac.id

BIODATA PENULIS



Efbertias Sitorus, S.Si., M.Si.

Dosen Program Studi Agroteknologi
Fakultas Pertanian Universitas Methodist Indonesia

Penulis lahir di Medan, 22 Mei 1992, Sumatera Utara, Indonesia, merupakan anak dari Drs. Edward Sitorus, M.Si dan Juliana Tarigan, S.Pd. Menyelesaikan studi Sarjana Kimia dari Universitas Negeri Medan, Magister Kimia (bidang analitik) di Universitas Sumatera Utara. Menulis buku sejak tahun 2019. Kegiatan saat ini melaksanakan tri dharma perguruan tinggi dan aktif sebagai staff pengajar di Fakultas Pertanian Universitas Methodist Indonesia. Penulis dapat dihubungi melalui email: efbertias.sitorus35@gmail.com

BIODATA PENULIS



Faradisa Anindita, S.Si., M.Si.

Dosen Program Studi Kimia Fakultas Sains dan Teknologi
Universitas Sembilanbelas November Kolaka

Penulis lahir di Palu tanggal 30 Juni 1993. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Kimia, Fakultas Sains dan Teknologi, Universitas Sembilanbelas November Kolaka. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia, Universitas Tadulako dan melanjutkan S2 pada Jurusan Kimia, Institut Pertanian Bogor.

BIODATA PENULIS



Sri Royani, S.Si., M.Si.

Dosen Program Studi D3 Farmasi
STIKes Bina Cipta Husada Purwokerto

Penulis lahir di Tasikmalaya tanggal 12 Februari 1992. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi D3 Farmasi, Sekolah Tinggi Ilmu Kesehatan Bina Cipta Husada Purwokerto. Penulis menyelesaikan pendidikan S1 Kimia di Universitas Jenderal Soedirman dan melanjutkan S2 Kimia di Universitas Padjadjaran. Saat ini penulis aktif sebagai dosen bidang ilmu kimia dan mengajar untuk mahasiswa program studi D3 Farmasi dan S1 Farmasi Klinik dan Komunitas. Penulis pernah memperoleh beberapa hibah penelitian, baik itu dari institusi maupun DIKTI Kemdikbud dalam PDP (Penelitian Dosen Pemula). Penulis juga merupakan salah satu dosen terpilih dalam program *Inspiring Lecturer Program* (ILP) angkatan tahun 2023 yang diselenggarakan oleh Paragon Corp.

BIODATA PENULIS



Sry Astuti, S.Si., S.Pd., M.Pd.

Dosen Program Studi Kimia
Universitas Syekh Yusuf Al-Makassari Gowa

Penulis lahir di Soro-Bima tanggal 25 Juni 1990. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Kimia, Universitas Syekh Yusuf Al-Makassari Gowa. Penulis Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia dan Pendidikan Kimia Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam (MIPA) di Universitas Negeri Makassar (UNM) dan melanjutkan S2 pada Jurusan Pendidikan Kimia Program Pascasarjana di Universitas Negeri Makassar (UNM). Penulis menekuni bidang Menulis.

BIODATA PENULIS



Desy Nurhasanah Sari, S.Si., M.Si

Dosen Program Studi Kimia

Universitas Syekh Yusuf Al- Makassar Gowa

Penulis lahir di Palu, Sulawesi Tengah pada tanggal 11 Desember 1996. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Kimia, Universitas Syekh Yusuf Al-Makassari Gowa. Penulis Menyelesaikan pendidikan S1 Jurusan Kimia di Universitas Islam Negeri Alauddin Makassar dan melanjutkan S2 Jurusan Kimia di Universitas Hasanuddin.