



MODUL KIMIA DASAR ANORGANIK
KES 202 (KJ010)

Materi Pertemuan 4
Keperiodisasian Unsur Pada Sistem Periodik

Disusun Oleh:
Reza Fadhillah, S.TP., M.Si

UNIVERSITAS ESA UNGGUL
2019

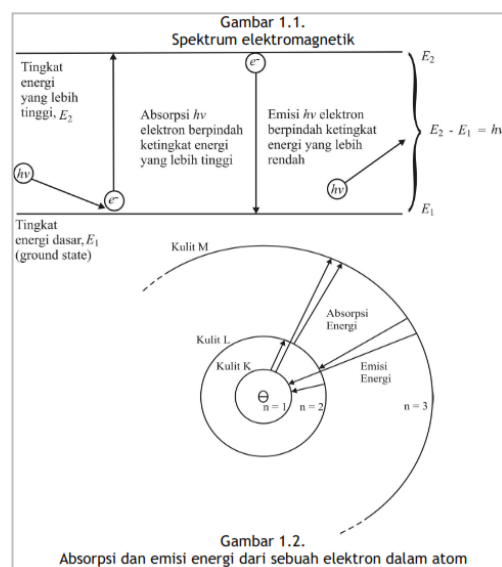
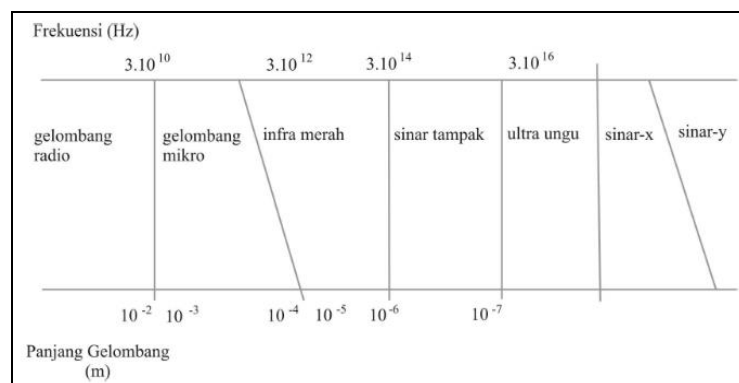
Spektrum Atom Hidrogen dan Teori Atom Bohr

A. SPEKTRUM ATOM HIDROGEN

Atom terdiri dari 3 partikel dasar yang disebut elektron, proton dan neutron. Bila kita berbicara mengenai struktur atom dalam kaitannya dengan sistem periodik maka pada dasarnya kita berbicara mengenai struktur elektron. Elektron merupakan partikel kecil yang bermuatan negatif yang massanya kira-kira $1/836$ proton, dan mengelilingi inti dalam orbitnya. Dalam modul ini akan dibicarakan bagaimana Anda dapat memahami struktur elektron ditinjau dari teori atom modern yang membahas sifat alamiah dari cahaya (radiasi elektromagnetik) dan aspek-aspek yang berkaitan dengan interaksi antara cahaya dengan materi. Contoh yang menarik dari interaksi antara cahaya dengan materi adalah spektrum.

Apakah spektrum itu? Coba Anda perhatikan bagaimana terjadinya pelangi atau Anda bawa sebuah prisma kaca dan letakkan pada sebuah tempat yang berhadapan langsung dengan sinar cahaya matahari masuk, apa yang terjadi? Cahaya matahari sebenarnya tersusun dan semua warna di daerah cahaya tampak, dan warna merah sampai ke ungu. Peruraian warna itu terjadi karena gelombang elektromagnetik dengan berbagai panjang gelombang itu mempunyai indeks bias yang berbeda-beda dalam kaca.

Spektrum cahaya matahari atau cahaya putih sebenarnya hanya merupakan bagian dari spektrum elektromagnetik, yang meliputi gelombang radio, gelombang mikro, infra merah, cahaya tampak, ultra ungu, sinar x, dan sinar gama, seperti pada Gambar 1.1.

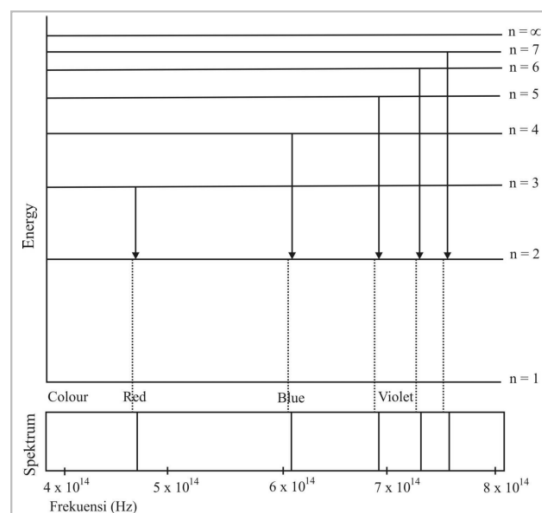


Setiap zat dapat memberikan spektrum yang khas dengan cara memancarkan energi radiasi. Spektrum unsur bukan merupakan spektrum kontinu, melainkan tersusun dari satu atau beberapa warna tertentu. Spektrum itu dipancarkan oleh atom unsur tersebut apabila atom itu memancarkan energi pada saat kembali dari keadaan bereksitasi ke keadaan dasar, seperti pada Gambar 1.2. Keadaan bereksitasi dicapai apabila atom menyerap energi dari sekitarnya. Oleh karena spektrum unsur terjadi melalui proses serapan atau pancaran energi yang terjadi dalam atom maka spektrum unsur juga disebut sebagai spektrum atom.

Contoh yang mudah diamati adalah terjadinya spektrum atom unsur natrium, apabila garam dapur (NaCl) dipercikkan ke dalam nyala api, cahaya kuning yang terjadi. Seperti yang juga terjadi dalam lampu natrium, dipancarkan oleh atom natrium yang kembali ke keadaan dasar dari keadaan bereksitasi. Energi yang digunakan untuk mengeksitasi atom natrium itu diperoleh dari energi panas dalam nyala api, atau sebagai energi listrik dalam lampu natrium.

Spektrum atom hidrogen dapat diperoleh dengan menguraikan cahaya yang dipancarkan oleh tabung lucutan gas yang terisi dengan gas hidrogen. Pengamatan atas spektrum dapat dilakukan dengan spektroskop yang dapat digunakan untuk menguraikan cahaya ke dalam warna-warna penyusunnya, serta mengukur panjang gelombang warna-warna itu. Spektrum unsur yang diamati merupakan spektrum garis yang dapat tersusun dari satu atau beberapa garis tertentu. Spektrum garis suatu unsur merupakan ciri khas unsur itu, artinya tidak ada dua unsur yang menghasilkan spektrum garis yang sama. Dengan demikian suatu unsur dapat diidentifikasi dengan mengamati spektrum yang dipancarkan.

Apabila suatu unsur selalu memancarkan spektrum garis yang tertentu, yang berarti spektrum dengan panjang gelombang atau frekuensi tertentu, maka melalui persamaan Max Planck, $E = h \cdot \nu = h c / \lambda$ dapat dinyatakan bahwa unsur itu selalu memancarkan energi tertentu. Energi tertentu ini dipancarkan oleh elektron yang terdapat dalam atom tersebut. Dalam spektroskopi, frekuensi umumnya dinyatakan sebagai bilangan gelombang (ν), di mana $\nu = 1/\lambda$ m



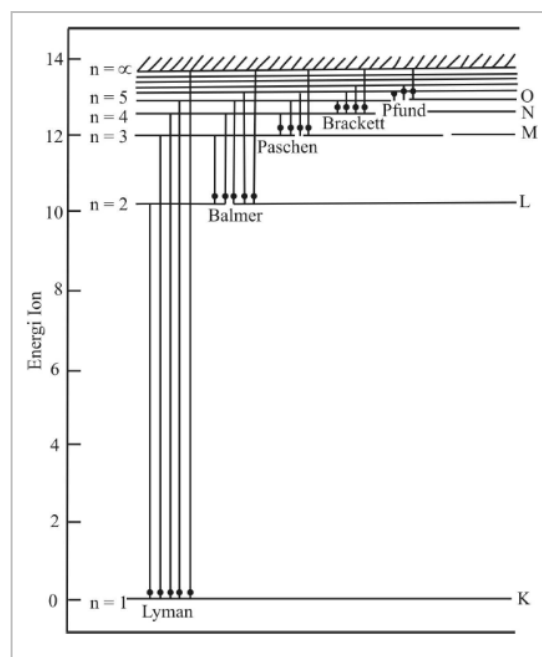
Gambar 1.3.

Transisi elektron pada spektrum hidrogen dalam daerah sinar tampak

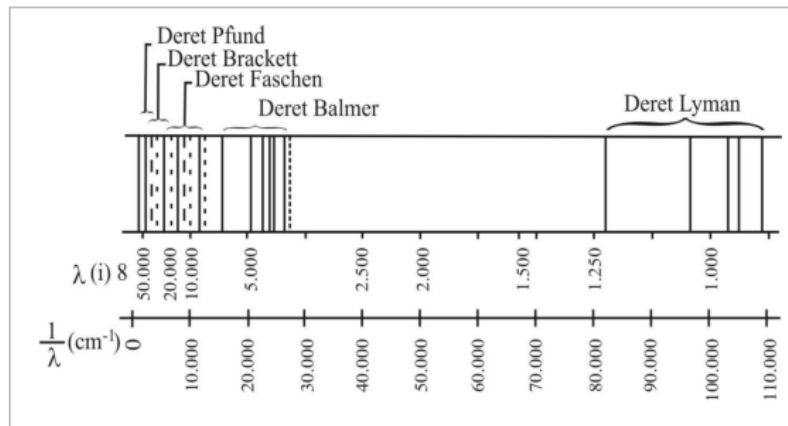
Berdasarkan pengamatan atas spektrum atom hidrogen, Bohr (1913) menyusun model atom hidrogen berlandaskan pada tiga postulat berikut.

1. Elektron tidak meradiasi energi jika berada dalam satu orbit, dan karena itu tidak memperlambat gerakannya
2. Bila elektron berpindah dari satu orbit ke orbit lainnya, elektron meradiasi atau menyerap energi. Jika elektron berpindah mendekati inti maka energi diradiasi, dan jika elektron berpindah menjauhi inti maka energi diserap
3. Untuk elektron yang tetap dalam orbitnya, tarik menarik elektrostatis di antara elektron dan intinya yang cenderung menarik elektron ke arah intinya harus sama dengan gaya sentrifugal yang cenderung elektron terlempar dari orbitnya. Untuk sebuah elektron dengan massa m dan kecepatan v dalam suatu orbit dengan jari-jari r .

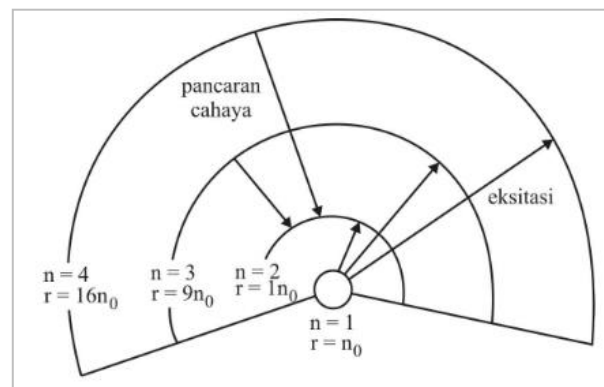
Model atom Bohr yang memberikan gambaran bahwa elektron beredar di sekeliling inti melalui lintasan berbentuk lingkaran yang tertentu, seperti bulan yang beredar di sekeliling bumi, merupakan model yang sangat mudah dipahami. Di samping itu model tersebut juga dapat digunakan untuk menerangkan dengan baik terjadinya spektrum atom hidrogen, yang terdiri atas deret Lyman, deret Balmer, deret Paschen, deret Brackett dan deret Pfund. Deret Lyman terjadi karena perpindahan elektron dari lintasan dengan $n = 2, 3, 4, \dots$ ke lintasan $n = 1$. Deret Balmer terjadi karena perpindahan elektron dari lintasan $n = 3, 4, 5, \dots$ ke lintasan dengan $n = 2$. Deret Paschen terjadi karena perpindahan elektron dari lintasan dengan $n = 4, 5, 6, \dots$ ke lintasan $n = 3$. Deret Brackett terjadi karena perpindahan elektron dari lintasan $n = 5, 6, 7, \dots$ ke lintasan $n = 4$. Deret Pfund terjadi karena perpindahan elektron dari lintasan $n = 6, 7, 8, \dots$ ke lintasan $n = 5$. Gambar 1.4 menunjukkan perpindahan elektron yang menghasilkan lima deret spektrum hidrogen tersebut.



Gambar 1.4.
Diagram tingkat energi dengan garis spektrum atom hidrogen



Gambar 1.5.
Kedudukan Relatif Garis dalam Spektrum Atom Hidrogen



Gambar 1.6.
Model atom hidrogen menurut Bohr

Teori Atom Mekanika Gelombang

Model atom menurut Bohr merupakan model yang sangat mudah dipahami dan dapat diterima dengan baik di kalangan para kimiawan. Kesulitan timbul karena ternyata model atom Bohr tidak dapat digunakan untuk menerangkan terjadinya efek Zeeman, yaitu peristiwa terjadinya pemisahan garis tunggal spektrum hidrogen menjadi beberapa garis yang sangat berdekatan. Zeeman menunjukkan bahwa jika atom ditempatkan dalam suatu medan magnet yang kuat, garis-garis tambahan tampak pada spektra. Pengamatan ini menunjukkan bahwa sesungguhnya ada n beberapa tingkat energi yang sangat berdekatan untuk setiap nomor kuantum utama n .

Kesulitan ini coba diatasi oleh Sommerfeld dengan menyatakan bahwa lintasan elektron dalam atom tidak hanya berbentuk lingkaran, tetapi dapat pula berbentuk elips. Model atom yang dikenal sebagai model atom Bohr-Sommerfeld, dapat digunakan untuk menerangkan terjadinya efek Zeeman. Sommerfeld menerangkan hal ini dalam istilah orbit berbentuk elips yang bergerak dalam ruang sekitar inti. Untuk bilangan kuantum utama $n = 1$ hanya terdapat satu orbit lingkaran, tetapi untuk $n = 2$ akan terdapat orbit lingkaran dan orbit elips. Untuk mendefinisikan suatu orbit elips, Sommerfeld

mengemukakan suatu bilangan kuantum kedua k . Bentuk elips didefinisikan oleh perbandingan sumbu panjang utama dan sumbu minimum. Jadi,

$$\frac{\text{sumbu utama}}{\text{sumbu minimum}} = \frac{n}{k}$$

k disebut bilangan kuantum sekunder dan dapat memiliki harga-harga dari 1, 2, ... n elips dan $3/1$ (elips sempit). Adanya orbit-orbit tambahan ini, yang memiliki energi sedikit berbeda satu sama lainnya. Model atom Bohr-Sommerfeld tidak dapat digunakan untuk menerangkan terjadinya spektrum atom unsur yang berelektron banyak elektron dan tidak dapat menerangkan bagaimana atom-atom dapat berinteraksi membentuk suatu molekul.

Oleh karena itu, diperlukan model yang lebih baik. Model atom yang lebih baik itu terwujud dalam model atom mekanika gelombang yang dirumuskan oleh Schrodinger pada tahun 1926. Pada model atom ini, tidak dapat lagi digambarkan lintasan elektron dalam atom. Struktur atom yang dapat digambarkan dengan mudah dan jelas dengan model atom Bohr, digantikan dengan model matematika. Walaupun model atom yang baru ini lebih sulit digambarkan, akan tetapi dapat digunakan untuk menerangkan sifat-sifat kimia dan fisika unsur-unsur dengan baik.

Teori atom yang dikemukakan oleh Rutherford dan Bohr menjelaskan atom sebagai suatu inti pusat yang dikelilingi oleh elektron-elektron dalam orbit-orbit tertentu. Jadi, elektron karenanya dipandang sebagai suatu partikel. Pada tahun 1924, de Broglie mengajukan postulat bahwa kedua karakter yang sama ditunjukkan oleh elektron, kadang-kadang bersifat sebagai partikel, dan pada saat yang lain bersifat sebagai gelombang. Bukti-bukti eksperimen bahwa elektron bersifat gelombang dapat diamati pada gejala difraksi dan interferensi cahaya. Menurut Broglie bahwa elektron dapat bersifat sebagai gelombang yang panjang gelombangnya dinyatakan sebagai:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

h = tetapan Planck, m = massa partikel dan v = kecepatan partikel. Dari persamaan ini terlihat bahwa gelombang de Broglie suatu partikel akan makin panjang, jika massanya makin kecil. Dengan demikian sifat gelombang dari partikel-partikel subatom seperti elektron, proton akan makin nyata.

Untuk menentukan sifat-sifat subatomik harus digunakan mekanika gelombang. Dalam mekanika gelombang, pengukuran kecepatan, momentum dan kedudukan partikel subatomik tidak dapat dinyatakan dengan tepat (selalu terdapat ketidakpastian). Menurut Werner Heisenberg, hasil kali antara ketidakpastian dalam kedudukan (Δx) dengan ketidakpastian momentum (Δp) adalah sebesar:

$$(\Delta x)(\Delta p) \geq h/4\pi$$

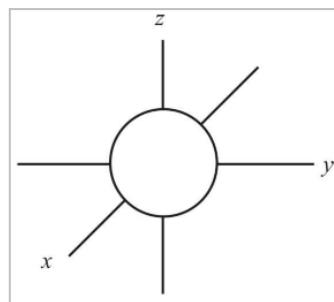
Persamaan di atas dikenal sebagai prinsip ketidakpastian Heisenberg. Prinsip ini menyatakan bahwa kedudukan dan momentum tidak dapat diukur, dengan ketepatan tinggi sekaligus. Gerakan lintasannya tidak dapat

diramalkan dengan pasti. Jika momentum dapat diukur dengan tepat, maka kedudukan partikel tidak dapat diketahui dengan tepat. Sebaliknya jika kedudukan diketahui dengan tepat, momentumnya tidak tepat, sebab pada saat pengukuran terjadi, kedudukan dan momentum elektron otomatis terganggu. Jadi tidak dapat mengukur keduanya sekaligus. Menurut ketidakpastian Heisenberg ini, yang mungkin bisa ditentukan dan dihitung hanyalah kebolehjadian menemukan elektron di dalam suatu daerah ruang tertentu di dalam atom yang disebut orbital.

Orbital adalah volume dalam ruang di mana terdapat probabilitas tinggi menemukan elektron. Bentuk dan ukuran orbital tergantung pada fungsi gelombang. Bila elektron berada dalam keadaan dasar, atau orbital energi terendah, dari suatu atom hidrogen menyerap suatu kuantum energi tertentu, elektron itu naik ke orbital dengan energi yang lebih tinggi. Dalam mekanika gelombang, selisih dari energi dua orbital itu dikuantisasi. Pancaran energi terkuantisasi oleh suatu atom H yang tereksitasi, yang semula diterangkan menurut atom Bohr (sebagai elektron yang jatuh dari suatu lintasan tinggi ke lintasan rendah), sekarang dalam teori atom mekanika gelombang diperhitungkan sebagai suatu perubahan dari orbital berenergi tinggi ke orbital berenergi rendah.

Dalam teori atom mekanika gelombang penggambaran orbital dijelaskan melalui bilangan kuantum. Untuk atom hidrogen dapat dijelaskan oleh tiga bilangan kuantum, tetapi untuk atom-atom lain diperlukan bilangan kuantum keempat. Keempat bilangan kuantum tersebut adalah bilangan kuantum utama (n), bilangan kuantum azimut (l), bilangan kuantum magnetik (m) dan bilangan kuantum spin (s).

Bilangan kuantum utama (n), menentukan ukuran kabut orbital dan menyatakan dalam tingkatan energi utama di mana elektron itu berada. Makin besar harga n maka makin besar ukuran orbital yang dihuni elektron itu, n mempunyai harga $n = 1, 2, 3, \dots$



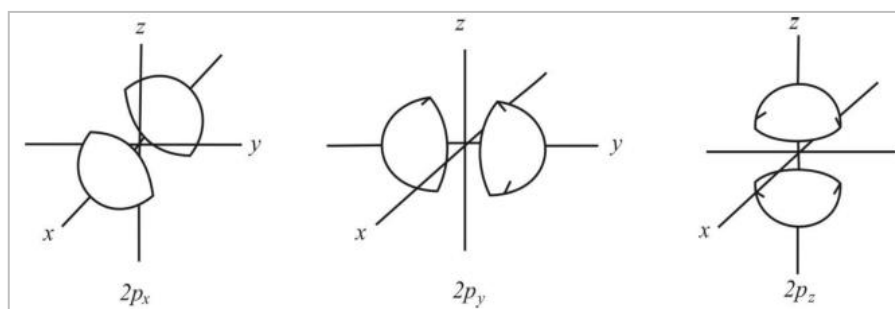
Gambar 1.7. Orbital s

Bilangan kuantum azimut (l), menentukan bentuk orbital, l mempunyai harga $l = 0, 1, 2, \dots$ sampai $n-1$

Nilai l pada umumnya disimbolkan dengan abjad s, p, d, f, Jika $n = 1$, hanya dapat mempunyai harga $l = 0$. Artinya hanya ada satu tipe orbital yaitu orbital 1s, untuk tingkat energi utama pertama. Bila $n = 2$, l mempunyai harga 0 dan 1. Jadi, terdapat dua subtingkatan dan dua jenis orbital yang berkaitan dengan tingkat energi utama kedua. Kedua subtingkat energi itu disebut subtingkat energi 2s dan 2p, dan orbitalnya ialah orbital 2s dan 2p.

Bila $n = 3$, l mempunyai harga 0, 1 dan 2, bila $n = 4$, harga l ialah 0, 1, 2, dan 3.

Jadi, tingkat energi utama ketiga mempunyai tiga macam dan tingkat energi utama keempat mempunyai empat macam orbital. Huruf s, p, d dan f berasal dari istilah spektroskopi sharp, principle, diffuse dan fundamental, yang digunakan untuk menguraikan garis-garis spektra atom. Bila $l = 0$, orbitalnya ialah orbital s, bila $l = 1$, orbital ditandai sebagai orbital p, untuk $l = 2$ dan $l = 3$, orbitalnya masing-masing ditandai sebagai orbital d dan f.



Gambar 1.8. Orbital P

Bentuk orbital-orbital atom s, p, dan d (catatan bahwa tanda + dan - menunjukkan simetri, bukan muatan). Bilangan kuantum magnetik (m) menunjukkan orientasi orbital dalam ruang relatif terhadap inti dan orbital khusus mana yang dihuni oleh elektron dalam suatu subtingkat energi. Dalam semua tingkat energi utama kecuali dalam tingkat pertama, terdapat lebih dari satu subtingkat energi dan karenanya lebih dari satu macam orbital. Banyaknya orbital dalam suatu jenis subtingkat energi sama dengan banyaknya harga m yang mungkin untuk subtingkatan itu. Untuk suatu harga l bilangan kuantum magnetik ini mempunyai harga.

$$m = -l - (+l)$$

Untuk subtingkat s, $l = 0$, $m = 0$; satu tipe orbital s

Untuk subtingkat p, $l = 1$, $m = -1, 0, +1$; tiga tipe orbital p

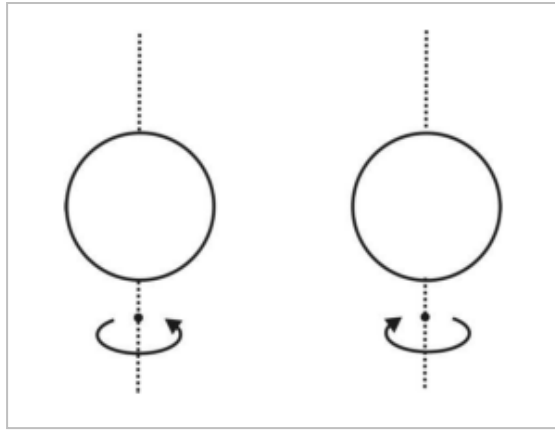
Untuk subtingkat d, $l = 2$, $m = -2, -1, 0, +1, +2$; lima tipe orbital d

Untuk subtingkat f, $l = 3$, $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$; tujuh tipe orbital f

Bilangan kuantum spin (s) menunjukkan adanya perputaran elektron pada sumbunya. Perputaran suatu benda pada sumbunya sendiri dapat mempunyai dua arah. Oleh karena itu, bilangan kuantum spin diberi harga $+\frac{1}{2}$ atau $-\frac{1}{2}$. Dengan demikian dalam suatu orbital terdapat maksimum dua elektron. Dengan demikian kombinasi mengenai orbital atom dapat dirangkum pada tabel di bawah ini.

Tabel. 1.1. Orbital-orbital atom

N	l	m	Simbol orbital	Jumlah orbital	Σ elektron tiap subkulit	Σ elektron maksimum
1	0	0	1 s	1 orbital	2	2
2	0	0	2s	1 orbital	2	8
	1	-1,0,+1	2p	3 orbital	6	
3	0	0	3s	1 orbital	2	18
	1	1	3p	3 orbital	6	
	2	2	3d	5 orbital	10	
4	0	0	4s	1 orbital	2	32
	1	-1,0,+1	4p	3 orbital	6	
	2	-2,-1,0,+1,+2	4d	5 orbital	10	
	3	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	4f	7 orbital	14	



Gambar 1.10. Spin elektron

Konfigurasi Elektron dan Sistem Periodik

1. Susunan Elektron dalam Atom

Pengisian elektron dalam atom mengikuti tiga prinsip di bawah ini.

a. Prinsip Larangan Pauli

Pada tahun 1926, Wolfgang Pauli menyelidiki tidak adanya garis pada spektrum pancaran yang seharusnya ada menurut teori. Ia mengajukan bahwa tidak ada elektron di dalam atom yang sama keempat bilangan kuantumnya. Jika dua elektron menempati orbital yang sama, berarti mempunyai harga tiap bilangan kuantum n , l , m yang sama pula, tetapi untuk harga bilangan kuantum spinnya harus berbeda. Kemungkinan perbedaan hanya dua elektron saja, yaitu $+1/2$ dan $-1/2$. Dengan demikian yang berada dalam satu orbital hanya dapat diisi oleh dua elektron saja. Dua elektron yang berada dalam satu orbital mempunyai dua spin berlawanan disebut: pasangan elektron. Jumlah elektron maksimum untuk kulit l sampai 4 memenuhi rumus $= 2n^2$.

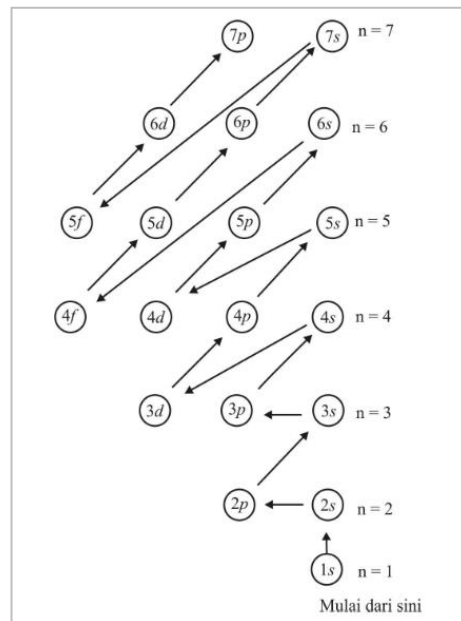
b. Aturan Hund

Menurut aturan Hund, jika terdapat orbital-orbital dengan energi yang sama, elektron terlebih dahulu mengisi tiap orbital sendiri-sendiri (satu elektron), setelah itu, baru elektron menempatnya secara berpasangan. Hal ini sesuai dengan kenyataan bahwa semua elektron mempunyai muatan listrik yang sama sehingga elektron-elektron tersebut cenderung mencari orbital kosong yang energinya sama sebelum berpasangan dengan elektron-elektron yang telah mengisi orbital setengah terisi.

c. Prinsip Aufbau

Menurut Aufbau, elektron di dalam atom akan menempati terlebih dahulu orbital yang berenergi rendah. Jika orbital-orbital yang berenergi rendah sudah terisi penuh maka elektron-elektron akan mengisi orbital yang

lebih tinggi. Urutan tingkat energi dalam pengisian elektron menurut aturan ($n + 1$) yaitu sebagai berikut.



Gambar 1.11. Urutan Tingkat Energi Elektron

Jadi $1s < 2s < 2p < 3s, 3p < 4s, 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s$

	s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	4s	4d	5p	6s
n	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4	5	6
1	0	0	1	0	1	0	2	1	0	2	1	0
n+1	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6	6

Untuk harga $n + 1$ yang sama maka yang mempunyai energi tertinggi adalah orbital yang mempunyai bilangan kuantum utama terbesar.

Misalnya: $3s > 2p$

$4s > 3p$

$4p > 3d > 4s$

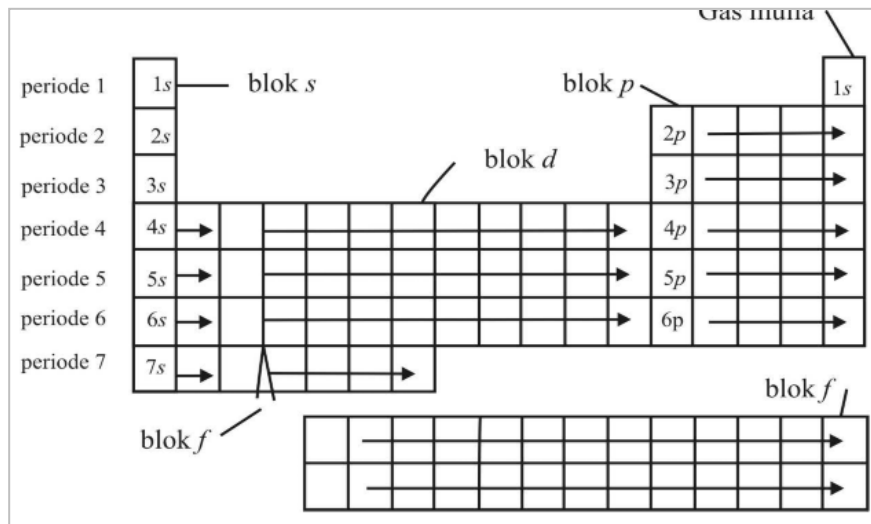
Secara garis besar konfigurasi elektron dari unsur - unsur ditunjukkan pada tabel.

2. Hubungan Konfigurasi Elektron dengan Sistem Periodik Unsur

Sistem Periodik Unsur Modern (bentuk panjang) disusun berdasarkan kenaikan nomor atom dan disesuaikan dengan konfigurasi elektron valensi. Keteraturan kenaikan nomor atom pada sistem periodik ini terlihat pada setiap periodenya yang membentuk suatu deret horizontal ke kanan. Sedangkan deret vertikal ke arah bawah yang selanjutnya disebut golongan mencerminkan keteraturan konfigurasi elektron valensi yang mirip pada subkulit dengan tingkat paling tinggi (kulit terluar).

Golongan pada sistem periodik unsur modern ini dibagi menjadi dua, golongan A dan golongan B. Golongan A dikenal dengan golongan utama, sedangkan golongan B disebut golongan transisi. Unsur-unsur yang

menempati golongan A dapat terlihat, mulai periode pertama, sedangkan unsur-unsur yang terdapat pada golongan B mulai tampak pada periode IV. Untuk menentukan golongan dan periode suatu unsur dalam suatu sistem periodik, dapat ditentukan berdasarkan konfigurasi elektron valensinya. Nomor periode suatu unsur dinyatakan berdasarkan banyaknya kulit utama, sedangkan nomor golongan dinyatakan oleh banyaknya elektron pada kulit utama terluar. Untuk lebih jelasnya dapat diperlihatkan pada tabel di bawah ini.



Gambar 1.12. Pengisian Orbital dalam sistem periodik

Tabel 1.2. Konfigurasi elektron, golongan, dan periode unsur

Konfigurasi elektron valensi	Golongan	Nomor golongan	Nomor periode
ns^x	A	x	n
$ns^x np^y$	A	x + y	n
$ns^x n - 1 10d^{10}$	B	x	n
$ns^x (n - 1)d^y - 10$	B	x+y	n

Catatan *:
Khusus untuk $ns^n (n - 1) d^m 10$ apabila jumlah $x + y > 8$ maka termasuk golongan VIII B, sedangkan yang orbital terluarnya berakhir pada 4f termasuk golongan Lantanida dan yang berakhir pada 5f, termasuk golongan Aktinida.

Dengan memperhatikan tabel di atas pada dasarnya unsur-unsur dalam sistem periodik bentuk panjang dapat dibagi menjadi 4 blok, yaitu blok s bagi unsur-unsur yang mengisi subkulit terakhir s, blok p yang mengisi subkulit terakhir p, blok d yang mengisi subkulit terakhir dengan energi tertinggi d dan blok f yang dapat mengisi sampai subkulit f. Khusus untuk blok

f yang dapat disebut golongan unsur transisi dalam terdiri dari golongan Lantanida dan Aktinida.

3. Sifat-sifat Keperiodikan Unsur

Pada sistem periodik yang disusun berdasarkan kenaikan nomor atom dan konfigurasi elektron valensi, ternyata pada setiap golongan maupun periodenya, unsur-unsur yang ada menunjukkan keteraturan, baik sifat kimia maupun sifat fisika. Untuk memahami lebih jelas tentang sifat-sifat unsur dalam tiap periode atau golongan perhatikan penjelasan berikut ini.

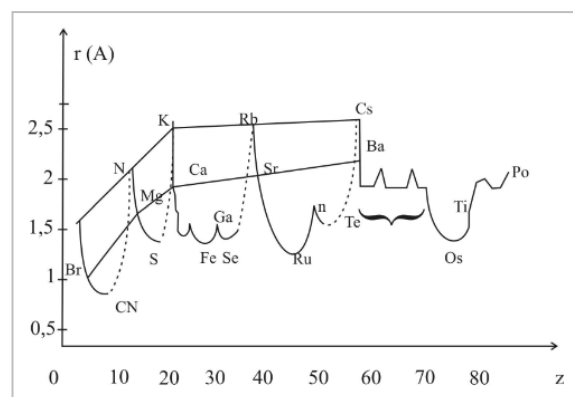
Jari-jari atom

Jari-jari atom adalah jarak antara inti dengan elektron e pada kulit terluar. Jari-jari atom untuk setiap periode dari kiri ke kanan cenderung semakin kecil. Hal ini disebabkan oleh adanya penambahan muatan positif inti dari kiri ke kanan sedangkan jumlah kulit elektron tetap sehingga gaya tarik inti terhadap elektron lebih kuat yang mengakibatkan ukuran atom atau jari-jari akan semakin kecil.

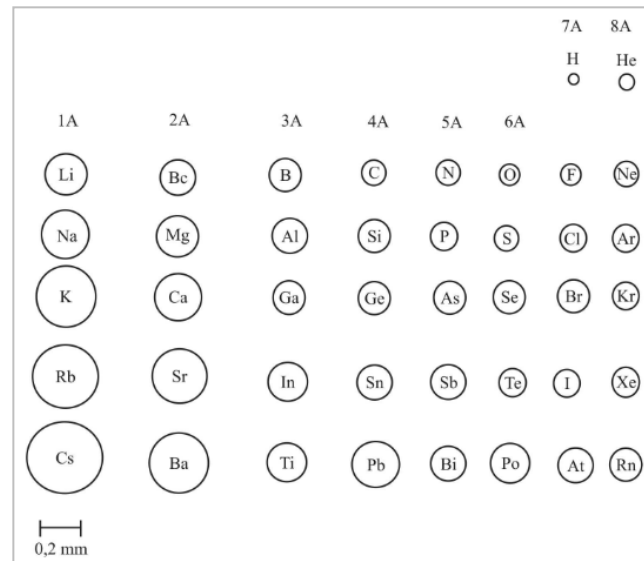
Di dalam satu golongan dari atas ke bawah, muatan positif inti dan jumlah kulit elektron semakin bertambah. Pertambahan muatan positif inti akan memperkecil ukuran atom, sedangkan pertambahan kulit elektron akan memperbesar ukuran atom. Namun demikian pertambahan kulit elektron lebih besar pengaruhnya dari pada pertambahan muatan positif inti sehingga dalam satu golongan semakin ke bawah ukuran atom cenderung semakin besar yang berarti jari-jari atom pun menjadi besar. Hubungan ini dapat diamati pada daftar dan gambar di bawah ini.

Tabel 1.3. Jari-jari atom unsur-unsur (angstrom)

Li	1.55	Bc	1.12	B	0.98	C	0.77	N	0.75	O	0.73	F	0.72
Na	1.90	Mg	1.60	Al	1.43	Si	1.11	P	1.06	S	1.02	Cl	0.99
K	2.35	Ca	1.98	Ga	1.41	Gc	1.22	As	1.19	Se	1.16	Br	1.14
Rb	2.48	Sr	2.15	In	1.66	Sn	1.41	Sb	1.38	Te	1.35	I	1.33
Cs	2.67	Ba	2.21	Tl	1.71	Pb	1.75	Bi	1.46				



Gambar 1.13. Keperiodikan jari-jari atom

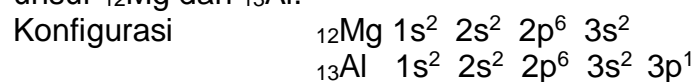


Gambar 1.14. Jari-jari atom

4. Energi Ionisasi

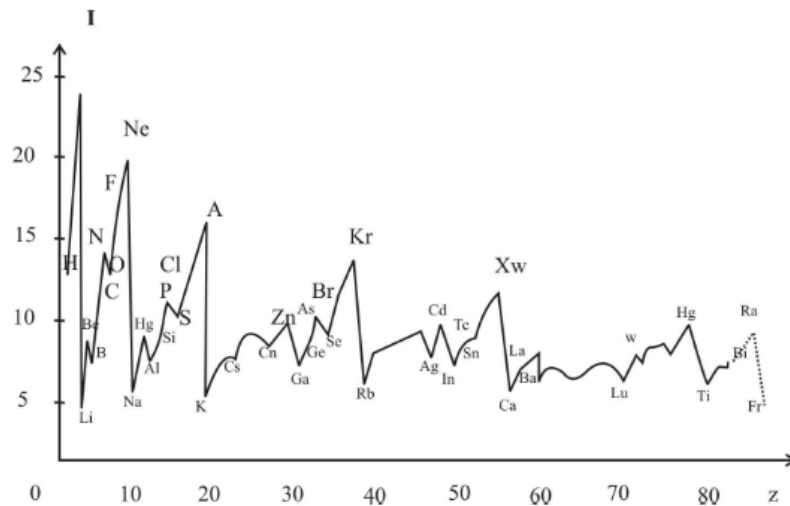
Energi ionisasi (I) adalah energi minimum yang diperlukan untuk melepaskan sebuah elektron dari sebuah atom atau ion. Dalam satu periode dari kiri ke kanan cenderung lebih besar. Hal ini disebabkan karena muatan positif pada inti lebih besar sehingga gaya listrik terhadap elektron terluar lebih kuat. Oleh karenanya untuk melepaskan elektron terluar diperlukan energi yang besar. Untuk unsur-unsur dalam satu golongan terdapat dua pengaruh yang berlawanan, yaitu muatan inti semakin ke bawah semakin besar. Demikian pula dengan jari-jari atom dalam satu golongan dari atas ke bawah semakin besar. Hal ini akan mengakibatkan energi ionisasi ke arah bawah semakin kecil, tetapi kenyataannya jari-jari atom mempunyai pengaruh lebih besar. Sehingga dalam satu golongan dari atas ke bawah kecenderungan energi ionisasi semakin kecil. Untuk lebih jelasnya dapat diperhatikan dalam grafik di bawah ini.

Kelompok unsur pada grafik dalam satu periode ternyata energi ionisasi unsur B lebih rendah dari pada Be, begitu juga unsur Mg lebih besar dari pada Al. Penyimpangan ini terjadi karena dipengaruhi oleh kestabilan konfigurasi elektronnya. Unsur-unsur yang mempunyai konfigurasi elektron lebih stabil, energinya cenderung lebih tinggi. Seperti apa yang terjadi pada unsur ${}_{12}\text{Mg}$ dan ${}_{13}\text{Al}$.



Energi Ionisasi Mg = 737,7 kJ/mol

Al = 577,6 kJ/mol



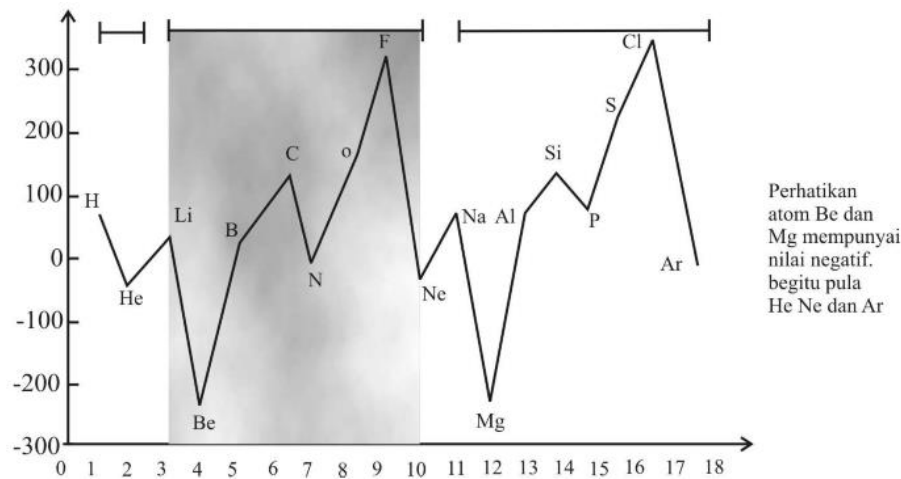
Gambar 1.15. Grafik Energi Ionisasi untuk beberapa periode

Hal ini disebabkan karena elektron yang mengion pada Al berada pada orbital dengan energi yang lebih tinggi (3p) dibanding elektron (3s) yang mengion pada Mg.

5. Afinitas Elektron

Afinitas elektron merupakan energi yang dilepaskan bila suatu atom dalam bentuk gas menangkap elektron untuk membentuk suatu ion negatif. Dalam satu periode dari kiri ke kanan afinitas elektron semakin besar. Ini disebabkan karena jari-jari atom suatu unsur berkurang, sedangkan tarikan inti terhadap elektron semakin kuat sehingga elektron lebih mudah masuk ke dalam atom. Dengan demikian semakin mudah untuk memasukkan elektron, semakin besar energi yang dibebaskan. Sedangkan dalam satu golongan dari atas ke bawah jari-jari atom semakin besar sehingga makin sukar menangkap elektron yang mengakibatkan energi yang dibebaskan semakin kecil. Grafik di bawah ini mencerminkan hubungan di atas.

Grafik di atas memberikan suatu indikasi terjadinya penyimpangan pada golongan unsur-unsur gas mulia, yang semestinya mempunyai afinitas elektron paling besar, tetapi kenyataannya paling rendah (mempunyai nilai negatif) di antara unsur-unsur dalam setiap periodenya. Hal ini disebabkan karena unsur-unsur gas mulia memiliki konfigurasi elektron yang stabil sehingga sukar untuk menarik elektron lagi.



Gambar 1.16. Grafik afinitas elektron versus nomor atom

6. Keelektronegatifan

Keelektronegatifan adalah perbandingan kemampuan suatu atom terhadap atom lain di dalam molekul untuk menarik elektron. Keelektronegatifan unsur dalam suatu periode dari kiri ke kanan semakin besar pengaruhnya lebih kecil dibanding jari-jari atomnya. Penyimpangan terjadi pada unsur-unsur gas mulia yang mempunyai keelektronegatifan sama dengan nol. Hal ini disebabkan karena kestabilan pada setiap unsur unsurnya. Tabel di bawah ini dapat memberikan keterangan tentang keteraturan keelektronegatifan di atas.

Tabel 1.4. Keelektronegatifan unsur-unsur dalam sistem periodik

H 2,1																				
Li 1,0	Be 1,5															B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Ng 1,2															Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8				
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5				

7. Titik Didih dan Titik Leleh

Sifat ini merupakan sifat fisik dari unsur-unsur. Perbedaan wujud zat padat, cair dan gas terletak pada perbedaan jarak antara atomnya. Jadi, untuk mengubah dari satu wujud ke wujud lain adalah menjauhkan atau mendekatkan jarak antar atomnya. Faktor yang mempengaruhi titik didih dan

titik leleh adalah massa atom relatif (A_r). Untuk atom-atom logam, faktor lain yang sangat mempengaruhi titik didih dan titik leleh adalah ikatan antar atom logam. Sedangkan untuk atom-atom non-logam yang tidak mempunyai ikatan antar atomnya, titik leleh dan titik didihnya hanya dipengaruhi oleh massa atom. Untuk atom non-logam, dalam satu golongan sifat titik didih dan titik lelehnya makin ke bawah makin besar dan dalam satu periode makin ke kanan makin besar. Untuk atom logam, dalam satu golongan sifat titik didih dan titik lelehnya makin ke bawah makin kecil dan dalam satu periode makin ke kanan makin besar.

8. Sifat Oksidator dan Sifat Reduktor

Unsur-unsur logam relatif mudah melepaskan elektron (bersifat sebagai reduktor), sedangkan unsur-unsur non-logam relatif mudah menerima elektron (bersifat sebagai oksidator). Sifat oksidator suatu unsur adalah berbanding lurus dengan jari-jari atomnya.

9. Sifat Logam dan Sifat Basa

Batas dan definisi logam dan bukan logam tidaklah terlalu jelas, sebab ada unsur yang sekaligus memiliki sifat logam dan bukan logam. Suatu unsur digolongkan logam, jika unsur tersebut cenderung melepaskan elektron. Dan suatu unsur digolongkan sebagai non-logam, jika unsur tersebut cenderung untuk menangkap elektron. Makin besar sifat logam suatu unsur maka makin kuat sifat basa yang dibentuk oleh unsur itu. Kedua sifat ini berbanding lurus dengan jari-jari atom. Jadi, dalam satu periode, semakin ke kanan sifat basa atau sifat logam semakin kecil. Dan dalam satu golongan semakin ke bawah sifat basa atau sifat logam semakin besar.