2 STRUKTUR ATOM

Pengertian mengenai struktur atom berguna untuk menjelaskan gaya-gaya diantara atom yang akhirnya mengarah pada pembentukan molekul. Dalam bab ini akan dipelajari struktur listrik atom yang diartikan sebagai : di mana elektron dalam suatu atom paling mungkin ditemukan.

2.1. Partikel Penyusun Atom

Teori atom Dalton yang dikembangkan selama periode 1803 1808 didasarkan atas tiga asumsi pokok :

1. Tiap unsur kimia tersusun atas partikel terkecil yang disebut **atom**. Selama perubahan kimia atom tidak bisa diciptakan ataupun dimusnahkan.
2. Semua atom dari suatu unsur mempunyai massa (berat) dan sifat yang sama. Atom-atom dari unsur yang berbeda massa dan sifat-sifatnya berlainan.
3. Dalam senyawa kimia, atom-atom dari unsur yang berlainan melakukan ikatan dengan perbandingan numerik sederhana.

Teori Dalton tentang atom diterima oleh kebanyakan ilmuwan. Konsepnya hampir 100 tahun, turut berperanan dalam mendorong terciptanya karya-karya eksperimen dari para ahli kimia dan fisika.

Namun menjelang akhir tahun 1800, teori atom Dalton tumbang oleh sederetan penemuan mutakhir, misalnya sinar X (1895), radioaktif (1896), elektron (1897) dan radium (1898). Studi atas gejala-gejala tersebut menunjukkan bahwa atom merupakan struktur yang rumit yang dibangun oleh **partikel-partikel penyusun atom.**

Berbagai penelitian mengenai bangun atom dilakukan. Michael Faraday mengemukakan hasil eksperimen kuantitafnya mengenai *elektrolisa.* Kenyataan bahwa arus listrik dapat menyebabkan penguraian, menunjukkan adanya hubungan antara listrik dan zat. Karena zat (materi) terdiri atas atom-atom maka atom-atom tentunya mempunyai struktur yang bersifat listrik.

Sebelum sampai pada bahasan mengenai penemuan partikel subatom, akan dikemukakan ciri benda bermuatan listrik :

1. Suatu arus listrik ialah gerakan partikel bermuatan dalam suatu penghantar
2. Partikel dengan muatan yang berlawanan saling menarik sedangkan yang muatannya berlawanan akan saling tolak
3. Partikel bermuatan dapat bergerak di antara kawat atau lempeng bermuatan yang disebut elektrode. Elektrode bermuatan positif disebut anode dan yang bermuatan negatif disebut katode.

2.1.1. Penemuan Elektron

Penelitian mengenai bangun atom antara lain didasarkan pada eksperimen yang dilakukan dengan tabung (kaca) hampa atau tabung sinar katode. Sir William Crookes merancang suatu tabung hampa yang merupakan penyempurnaan dari tabung sinar katode yang disebut tabung Crookes.

Jika dua kawat diberi potensial listrik yang tinggi kemudian didekatkan , akan terjadi bunga api dari satu kawat ke kawat lain. Bila ujung kawat ditaruh dalam tabung hampa akan terlihat adanya bara hijau kekuningan dari arah katode. Sinar ini disebut *sinar katode.*

Sifat-sifat sinar katode disimpulkan oleh Plucker, Hittorf, Crookes dan Thomson sebagai berikut :

1. Sinar katode dipancarkan oleh katode dalam sebuah tabung hampa bila dilewati arus listrik
2. Sinar katode berjalan dalam garis lurus
3. Sinar katode bila membentur gelas atau benda tertentu akan mengeluarkan cahaya sehingga dapat disimpulkan bahwa sinar katode terdiri atas partikel-partikel
4. Sinar katode dibelokkan oleh medan listrik dan magnet ke arah partikel yang diketahui bermuatan negatif
5. Sifat sinar katode tidak dipengaruhi oleh bahan elektrode (besi, platina, dan lain-lain).

Dari kelima sifat tersebut, disimpulkan bahwa sinar katode terdiri dari *partikel-partikel yang bermuatan negatif* dan diberi nama **elektron** oleh J.J. Thomson.

J.J. Thomson berhasil menentukan harga ratio muatan elektron terhadap massa elektron

(e/m) yaitu sebesar *-1.76 x 10^{8}* coulomb/gram. Sementara itu R>A> Millikan (1917) berhasil menentukan harga muatan mutlak dari elektron yaitu sebesar *-1.6022 x 10^{-19}* coulomb. Dengan demikian massa elektron dapat dihitung yaitu sebesar *9.1 x 10 $^{-28}$* gram.

2.1.2. Penemuan Proton

Pada tahun 1886 Eugene Goldstein dengan memakai tabung Crookes yang dilubangi katodenya, dapat mengamati sinar yang menembus lubang-lubang tersebut. Sinar ini disebut sinar saluran. Ternyata sinar saluran ini terdiri atas partikel-partikel bermuatan positif.

Partikel tersebut memiliki muatan yang sama dengan elektron tetapi nilainya positif (+1.76 x 10^{-19} coulomb). Partikel ini kemudian diberi nama proton. Massa proton dihitung oleh J.J Thomson yaitu sebesar 1.67 x 10^{-24} gram atau hampir 1840 kali massa elektron.

2.1.3. Penemuan Neutron

Pada tahun 1932 James Chadwick berhasil menemukan partikel subatom yang ketiga yang disebut neutron. Neutron adalah partikel yang tidak bermuatan (= 0) dan massanya hampir sama dengan massa proton *(1.674 x 10-^{24}* gram).

Berdasarkan eksperimen-eksperimen yang dilakukan, dapat dibuktikan bahwa atom terdiri atas **partikel-partikel subatom** yaitu **proton, elektron** dan **neutron.**

Tabel 2.1. Sifat-sifat Partikel Subatom

Partikel	Lambang	Muatan		Massa	
		Metrik (Coulomb)	Atomik	Metrik (gram)	Atomik (sma)
Elektron	-1e0	-1.602 x 10^{-19}	-1	9.1 x 10^{-28}	0.00055
Proton	+1p0	+1.602 x 10^{-19}	+1	1.670 x 10^{-24}	1.0073
Neutron	0n1	0	0	1.674 x 10^{-24}	1.0087

Keterangan: sma = satuan massa atom

2.2. PERKEMBANGAN MODEL ATOM

Setelah diketahui bahwa suatu atom tersusun atas tiga partikel dasar. Selanjutnya dipertanyakan *bagaimana partikel subatom ditata dalam atom.* Dalam perkembangannya terdapat empat gagasan **model atom** yang dikemukakan.

2.2.1. Model Atom Thomson

Model atom yang dikemukakan oleh J.J. Thomson lebih dikenal dengan istilah model atom *roti kismis.*

Menurut Thomson :

> **Atom merupakan bola bermuatan positif dan di dalamnya pada tempat tertentu terdapat elektron, sehingga atom secara keseluruhan bermuatan netral**
> *(Gambar 2.1a)*

Model atom Thomson mempunyai banyak kelemahan dan tidak dapat dipertahankan.

2.2.2. Model Atom Rutherford

Ernest Rutherford (191) menguji kebenaran dari model atom Thomson dan mengemukakan pendapatnya berdasarkan percobaan yang dilakukannya.

Menurut E. Rutherford :

> **Atom terdiri dari inti atom yang bermuatan positif dan dikelilingi oleh elektron-elektron yang bermuatan negatif yang bergerak mengelilingi inti atom dengan lintasan yang berbentuk elips.**
> *(Gambar 2.1b)*
>
> Model atom Rutherford pun mempunyai beberapa kelemahan, antara lain:

1. *Lintasan akan berbentuk spiral* (Gambar 2.1c)

   Hal ini tidak sesuai dengan teori fisika klasik yang menyatakan bahwa bila suatu partikel bermuatan (elektron) mengelilingi inti, maka energinya akan berkurang. Suatu saat elektron akan jatuh ke inti dan atom jadi tidak stabil (ambruk). Padahal kenyataannya atom stabil.

2. *Tidak dapat menerangkan spektrum hidrogen*

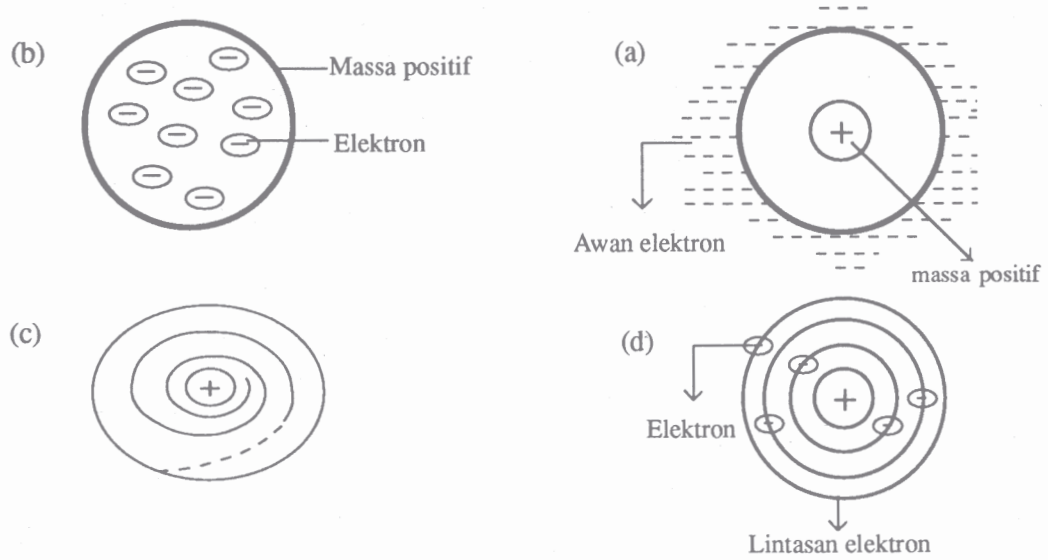
   Menurut Rutherford spektrum atom adalah spektrum kontinu. Kenyataannya spektrum atom adalah spektrum garis. Artinya bila suatu atom menyala hanya akan memancarkan warna-warna tertentu.

2.2.3. Model Atom Bohr

Niels Bohr (1913) berusaha memperbaiki model atom Rutherford. Gagasan Bohr mengenai susunan atom adalah:

> **Elektron bergerak mengelilingi inti dengan lintasan tertentu sehingga elektron berada pada tingkat energi tertentu sesuai dengan lintasannya. Elektron dapat berpindah dari lintasan yang satu ke lintasan lain dengan memancarkan atau menyerap energi. Selama elektron berada dalam lintasannya, tidak terjadi penyerapan atau pemancaran energi.**
> *(Gambar 2.1d).*

Model atom Bohr pun menemui kegagalan karena tidak dapat menerangkan spektrum atom yang lebih rumit. Bohr hanya mampu menerangkan spektrum atom hidrogen.



Gambar 2.1. Ilustrasi Beberapa Susunan Atom

a. Model Atom Thomson b. Model Atom Rutherford
c. Lintasan Spiral d. Model Atom Bohr

2.2.4. Model Atom Mekanika Kuantum

Merupakan penyempurnaan dari model atom Bohr.

Mekanika kuantum (mekanika gelombang) merupakan bentuk teori kuantum yang didasarkan pada konsep dualitas gelombang-partikel, prinsip ketidakpastian dan pandangan elektron sebagai gelombang materi.

Model atom mekanika kuantum merupakan gambaran matematik menganai hukum-hukum gerakan yang diaplikasikan pada partikel yang sangat kecil (elektron) yang dapat bersifat pasti, sebagai partikel atau gelombang. Dengan teori ini energi masing-masing elektron dapat dihitung secara matematik.

Model atom Mekanika kuantum menyatakan bahwa :

> **Posisi elektron di dalam atom tidak dapat ditentukan dengan pasti. Hanya dapat diperkirakan kemungkinan ditemukannya elektron pada suatu tempat tertentu, yang disebut orbital.**

Menurut teori ini elektron elektron dalam suatu atom menempati beberapa tingkat energi (sering disebut sebagai **kulit**) disekeliling inti dan setiap **tingkat energi** terdiri dari beberapa **subtingkat energi** (atau **subkulit**) serta setiap subtingkat energi terdiri atas satu atau lebih **orbital**.

Orbital adalah suatu daerah dalam ruang berbentuk spesifik dan dalam daerah ini besar

kemungkinan ditemukannya elektron. Dengan mekanika kuantum dapat dibuktikan bahwa elektron yang dapat menempati kulit tertentu, jumlahnya terbatas.

Model atom mekanika kuantum merupakan model yang paling baik dan dipakai hingga saat ini.

2.3. ELEKTRON DALAM ATOM

Berdasarkan teori mekanika kuantum, elektron-elektron dalam atom tersusun dalam berbagai tingkat energi (kulit), subtingkat energi (subkulit) dan orbital.

Kulit-kulit yang terletak paling dekat ke inti memiliki energi terendah dan diberi simbol huruf K. Dan seterusnya semakin jauh dari inti diberi simbol L, M, N, ...,Q. dan energinya semakin tinggi. Dengan demikian tingkat-tingkat energi memiliki energi yang berbeda.

Setiap kulit tersusun atas subkulit-subkulit yang diberi simbol s, p, d, dan f. Subkulit s memiliki energi yang lebih rendah dibandingkan subkulit p dan seterusnya.
Dengan demikian subkulit memiliki energi yang berbeda.

Setiap subkulit terdiri atas satu atau lebih orbital. Setiap orbital dalam subkulit mempunyai energi yang sama.
Banyaknya orbital dalam subkulit tergantung macam kulitnya.

Pada Tabel 2.2. dituliskan macam kulit, subkulit dan jumlah orbital dari empat kulit pertama.

Tabel 2.2. Kulit, Subkulit dan Jumlah Orbital pada 4 Kulit Pertama

Kulit	Subkulit	Jumlah Orbital
K	s	1
L	s	1
	p	3
M	s	1
	p	3
	d	5
N	s	1
	p	3
	d	5
	f	7

2.3.1 Bilangan Kuantum

Untuk menerangkan kedudukan elektron di dalam atom, Shcrodinger menyusun persamaan matematik yang sangat rumit yang disebut **persamaan Schrodinger**.

Penyelesaian persamaan ini untuk atom H (atom paling sederhana) dapat memberikan informasi mengenai orbital-orbital atom yaitu mengenai besarnya, bentuknya dan kedudukannya dalam ruang. Informasi ini dapat diperoleh dari jawaban-jawaban yang mungkin dari persamaan Schrodinger.

Setiap jawaban yang mungkin menghasilkan suatu kumpulan yang terdiri atas **tiga bilangan kuantum**, yaitu **bilangan kuantum utama (n), bilangan kuantum azimuth (l) dan bilangan kuantum magnetik (m)**. Ketiga bilangan kuantum ini saling berhubungan.

Selanjutnya untuk membedakan elektron dalam suatu orbital adalah berdasarkan arah putarannya (berlawanan) yaitu dengan **bilangan kuantum spin (s)**.

Dengan demikian **posisi** atau **kedudukan** elektron di dalam suatu atom ditentukan oleh **keempat bilangan kuantum**.

2.3.1.1. Bilangan Kuantum Utama (n)

Menentukan tingkat energi elektron atau menunjukkan besarnya orbital yang ditempati oleh elektron atau jaraknya dari inti. Bilangan kuantum utama hanya mempunyai harga positif dan bilangan bulat bukan nol, yaitu n = 1, 2, 3, 4, ...

Angka-angka tersebut mewakili simbul huruf (K, L, M, N,...) yang telah dikemukakan sebelumnya.

2.3.1.2. Bilangan Kuantum Azimut (l)

Menunjukkan subtingkat energi atau bentuk geometris orbital yang ditempati oleh elektron. Harga bilangan kuantum azimut bergantung pada harga bilangan kuantum utama (n). Harga yang mungkin adalah nol atau bilangan bulat positif yaitu l = 0, 1, 2, 3, ... n-1

Angka-angka tersebut mewakili simbol huruf s, p, d,.... untuk subtingkat energi.

2.3.1.3. Bilangan Kuantum Magnetik (m)

Menunjukkan kedudukan orbital yang ditempati oleh elektron. Harganya ditentukan oleh harga bilangan kuantum azimut (l).

Untuk setiap harga (l) tertentu, nilai m adalah -(l) sampai +(l). Dengan demikian nilai m adalah bilangan bulat (negatif, nol dan positif). Setiap nilai m menunjukkan orbitalnya.

2.3.1.4. Bilangan Kuantum Spin (s)

Menunjukkan arah perputaran elektron pada sumbunya. Ada dua kemungkinan arah yaitu searah jarum jam dinyatakan dengan harga =1/2 atau berlawanan arah jarum jam dinyatakan dengan harga +1/2.

Karena hanya terdapat dua arah perputaran, maka di dalam setiap orbital hanya terdapat 2 elektron, yaitu elektron pertama dengan s=+1/2 dan elektron kedua dengan s=-1/2.

Berdasarkan hal tersebut, tidak mungkin di dalam suatu atom yang sama memiliki empat bilangan kuantum yang sama. Bila n, l, dan m nya sama, pasti s-nya berbeda.

Tabel 2.3. Jumlah Elektron pada Kulit dan Subkulit

Kulit (n)	Subkulit (l=n-1)	Orbital (m=-ls/d+l)	*	**	***	****
K(1)	s (l=0)	m=0	1	2	2	2
L (2)	s (l=0)	m=0	1	2	2	8
	p (l=1)	m=-1,0,1	3	2	6	
M(3)	s (l=0)	m=0	1	2	2	18
	p (l=1)	m=-1,0,1	3	2	6	
	d (l=2)	m=-2,-1,0,1,2	5	2	10	
N(4)	s (l=0)	m=0	1	2	2	32
	p (l=1)	m=-1,0,1	3	2	6	
	d (l=2)	m=-2,-1,0,1,2	5	2	10	
	f (l=3)	m=-3,-2,-1,0,1,2,3	7	2	14	

Keterangan : * = *jumlah orbital (berdasarkan harga m; setiap harga m menunjukkan 1 orbital)*

** = *jumlah elektron maksimum per orbital*

*** = *jumlah elektron maksimum dalam setiap sub kulit*

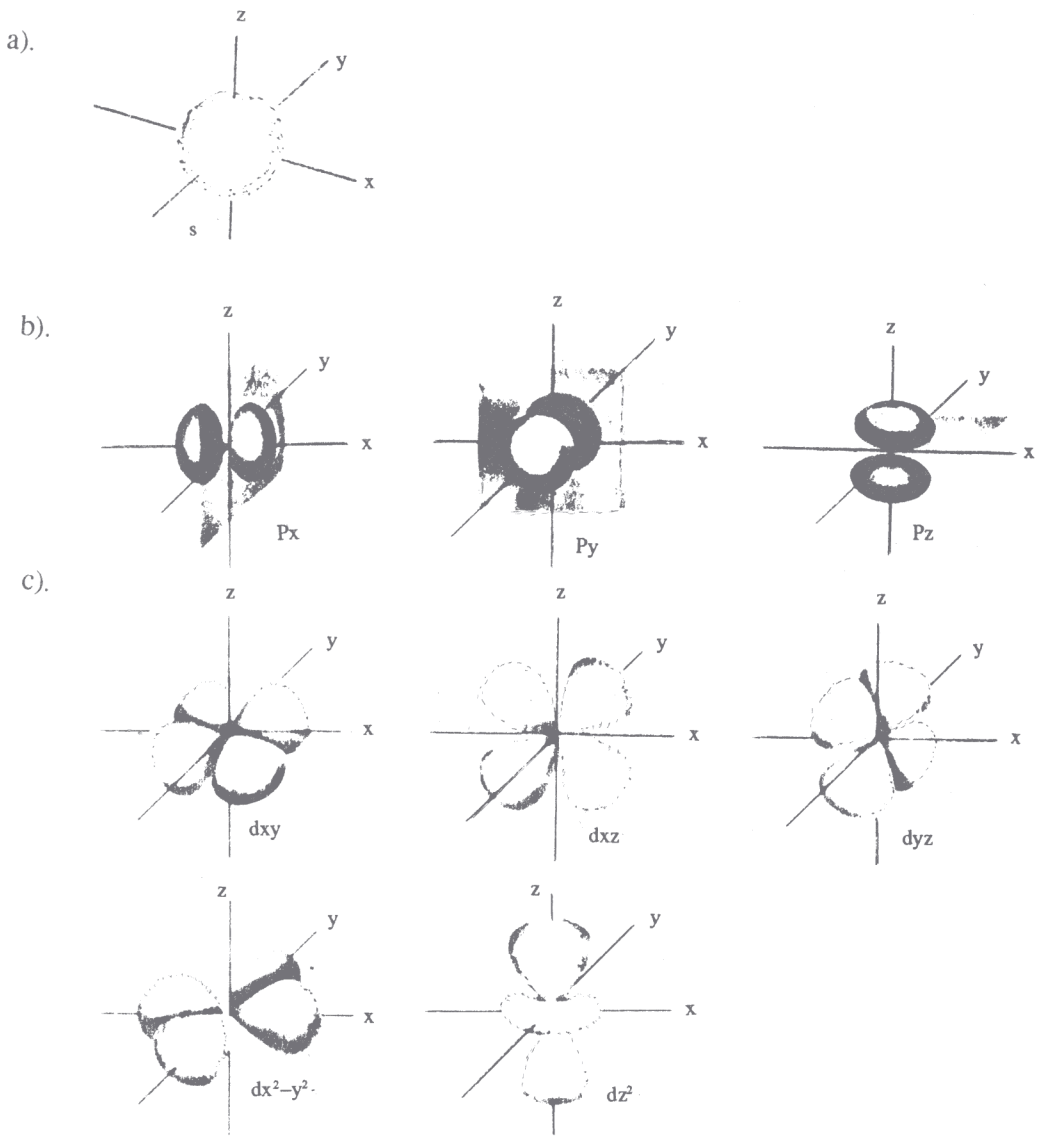
**** = *jumlah elektron maksimum dalam setiap kulit*

Mengingat jumlah elektron maksimum yang terdapat dalam satu orbital hanya dua, maka dapat ditentukan jumlah elektron maksimum yang dapat berada pada suatu subkulit atau pada kulit tertentu.

Bentuk Orbital

Setiap jenis orbital s,p,d, dan f mempunyai bentuk geometri yang khas :

a. Orbital s berbentuk bola
b. Orbital p berbentuk seperti balon terpilin
c. Orbital d bentuknya agak rumit
d. Orbital f bentuknya sangat rumit sehingga sulit digambarkan



Gambar 2.3. Bentuk Geometri Orbital s, p dan d

2.3.2. Konfigurasi Elektron

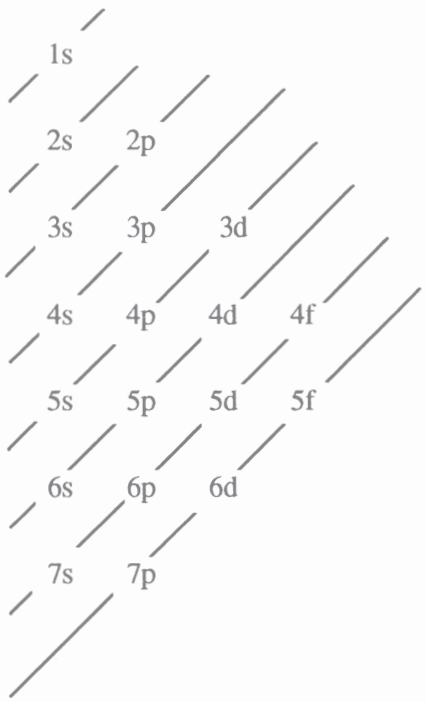
Gambaran penyebaran elektron yang paling mungkin ke dalam orbital-orbital kulit elektron dinamakan **konfigurasi elektron**.

Ada tiga aturan atau prinsip yang harus dipertimbangkan dalam penentuan konfigurasi elektron suatu atom dan prinsip ini berlaku untuk semua unsur.

1. Aturan Aufbau

Elektron menempati orbital sedemikian rupa untuk meminimumkan energi atom tersebut. Dengan kata lain aturan atau proses aufbau menunjukkan **cara pengisian elektron dengan urutan energi orbital dari yang terendah ke yang tertinggi**

Elektron mulai mengisi orbital pada kulit (tingkat energi) terendah digambarkan pada diagram berikut:



Gambar 2.3. Urutan Pengisian Elektron Berdasarkan Aturan Aufbau

Berdasarkan diagram di atas, maka dengan mudah dapat dituliskan konfigurasi elektron untuk setiap unsur.

Misalnya, 1^{H} : $1s^1$

11^{Na} : $1S^2\ 2S^2\ 2p^6\ 3S^1$

19^{K} : $1S^2\ 2S^2\ 2p^6\ 3S^2\ 3p^6\ 4S^1$

Namun untuk unsur dengan tingkat energi yang tinggi (nomor atom besar) terdapat penyimpangan dari pengisian elektron ke dalam orbital, yaitu :

1. Pada orbital 4f dan 5d
   Satu elektron masuk ke orbital 5d, kemudian masuk ke 4f sampai penuh. Misalnya pada unsur 57^{La}
2. Pada orbital 5f dan 6d
   Misalnya pada unsur 92^{U}

Kedua penyimpangan tersebut terjadi karena pada tingkat energi yang tinggi terjadi pertumpangtindihan sehingga orbital-orbital berada sangat berdekatan.

2. Aturan Hund

Menurut aturan ini pada sekumpulan orbital yang mempunyai energi sama (misalnya ketiga orbital p), masuknya elektron kedua ke dalam suatu orbital tidak akan terjadi sebelum semua orbital pada subkulit yang bersangkutan terisi masing-masing dengan satu elektron.

Akibatnya atom cenderung mempunyai sebanyak mungkin elektron tak berpasangan. Sifat ini dapat diterima karena semua elektron membawa muatan listrik yang sama sehingga mereka mencari orbital kosong yang energinya sama, sebelum berpasangan dengan elektron yang telah mengisi orbital setengah penuh.

Atom	Digram Orbital
$_1H$	↑
$_2He$	↑↓
$_3Li$	↑↓ ↑↓
$_4Be$	↑↓ ↑↓
$_5B$	↑↓ ↑↓ ↑
$_6C$	↑↓ ↑↓ ↑ ↑
$_7N$	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑
$_8O$	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑
$_9F$	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑
$_{10}Ne$	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓

Gambar 2.4. Diagram Orbital Sepuluh Unsur Partama

3. Prinsip Larangan Pauli

Prinsip ini menyatakan bahwa dalam suatu atom yang sama tidak mungkin ada dua elektron dengan keempat bilangan kuantum yang sama.

Berdasarkan prinsip ini suatu orbital hanya dapat diisi maksimum oleh dua elektron.

2.4. Unsur-unsur Kimia

Sebanyak 106 unsur kimia telah diketahui . Tiap unsur kimia mempunyai nama dan lambang. Lambang kimia merupakan bentuk singkatan sederhana dari nama Inggris, Latin atau nama penemunya. Lambang tersebut terdiri dari satu atau dua huruf.

Misalnya : Oksigen ditulis O (Inggris)
Ferrum ditulis Fe (Latin)
Wolfram ditulis W (nama penemunya)

2.4.1. *Nomor Atom dan Nomor Massa*

Setiap unsur kimia diberi nomor yang disebut nomor atom dan nomor massa :

$$ {}^{A}_{Z}X $$ dimana X = lambang unsur
A = nomor massa
Z = nomor atom

Nomor Atom

Pada atom netral (tidak dalam bentuk ionnya) nomor atom menunjukkan jumlah proton dan sekaligus jumlah elektron yang mengelilingi inti atom. Misalnya 6 C berarti memiliki 6 proton dan 6 elektron.

Nomor atom merupakan sifat yang menentukan perilaku kimianya, sehingga jenis atom dicirikan oleh nomor atomnya.

Nomor Massa

Menunjukkan jumlah proton dan neutron di dalam inti atom.

Misalnya : $_{11}Na^{23}$,

artinya atom Na memiliki 11 p dan 11 e dan jumlah neutronnya = no massa - proton = 23 - 11 = 12 n

Untuk atom yang berubah menjadi ion, yang berubah adalah jumlah elektronnya. Jumlah proton dan neutronnya tetap. Misalnya pada ion Na^+ dan ion Cl^-.

a. ion Na^+ : 11 p, 12 n dan 10 e

b. ion Cl^- : 17 p, 18 n dan 18 e

2.4.2. Isotop

J.J. Thomson menemukan adanya atom-atom dari unsur yang sama, namun ternyata massanya sedikit berbeda. Keadaan tersebut dikenal sebagai isotop. Pengertian dari isotop adalah atom-atom suatu unsur yang karena perbedaan jumlah neutron dalam intinya mengakibatkan perbedaan massa.

Dalam bahasa yang sederhana isotop adalah atom-atom yang memilki nomor atom sama tetapi nomor massa berbeda. Misalnya isotop Neon (Ne) :

$_{10}Ne^{20}$: terdiri dari 10 p, 10 e dan 10 n

$_{10}Ne^{21}$: terdiri dari 10 p, 10 e dan 11 n

$_{10}Ne^{22}$: terdiri dari 10 p, 10 e dan 12 n

2.5. LATIHAN SOAL

2.5.1. Esai

Jawab pertanyaan berikut dengan jelas dan tepat !

1. Mengapa model atom Rutherford tidak dapat diterima ?
2. Apa perbedaan antara model atom Bohr dan model mekanika atom ?
3. Atas asumsi apa sehingga disimpulkan bahwa sinar katode itu terdiri atas partikel-partikel dan bermuatan negatif
4. Sebutkan dua dasar hukum kimia yang dipakai Dalton dalam mengemukakan teori atomnya !
5. Model atom mana yang dipakai hingga saat ini ? mengapa?
6. Mengapa dalam suatu atom yang sama tidak mungkin ada 2 elektron dengan keempat bilangan kuantum yang sama ?
7. Tentukan bilangan kuantum n, l, m dan s untuk unsur 17^{Cl} dan 30^{Zn} !
8. Apa yang dimaksud dengan orbital ?
9. Sebutkan 3 aturan yang dipakai dalam penentuan konfigurasi elektron !
10. Jelaskan mengapa teori atom Dalton tumbang !

2.5.2. Pilihan Ganda

Pilih salah satu jawaban yang paling tepat !

1. Untuk membedakan elektron di dalam satu orbital dipakai :
   a. bilangan kuantum utama
   b. bilangan kuantum azimut
   c. bilangan kuantum spin
   d. bilangan kuantum magnetik

2. Elektron mengisi orbital dari tingkat energi terendah ke yang tertinggi :
   a. aturan Hund
   b. aturan oktet
   c. aturan aufbau
   d. prinsip Pauli

3. Jumlah maksimum elektron dalam orbital p :
   a. 2 b. 8 c. 18 d. 32

4. Jumlah maksimum elektron yang mengisi kulit ke-L:
   a. 2 b. 8 c. 18 d. 32

5. Konfigurasi elektron untuk unsur 21^{Sc} :
   a. [Ar] $3d^1\ 4S^2$
   b. [Ar] $4S^2\ 3d^1$
   c. a dan b benar
   d. a dan b salah

6. Nilai bilangan kuantum magnetik:
   a. bilangan bulat
   b. bilangan real
   c. bilangan bulat negatif
   d. bilangan bulat positif

7. Sekumpulan orbital yang sama jenisnya :
   a. subkulit
   b. kulit
   c. orbital
   d. semua salah

8. Pernyataan berikut benar, kecuali :
   a. sinar katode bermuatan negatif
   b. sinar katode dibelokkan oleh medan magnet
   c. Sinar katode dibelokkan oleh medan listrik
   d. sinar katode dipengaruhi jenis elektrode

9. Lambang neutron :
   a. $_{+}1n^{0}$ b. $_{1}n^{1}$ c. $_{1}n^{0}$ d. $_{-1}n^{+1}$

10. Penemu elektron :
    a. Michael Faraday
    b. William Crookes
    c. R.A. Millikan
    d. J.J. Thomson

11. Kulit L memiliki :
    a. 1 macam subkulit, 4 buah orbital
    b. 2 macam subkulit, 1 buah orbital
    c. 1 macam subkulit, 1 buah orbital
    d. 2 macam subkulit, 4 buah orbital

12. Pada ion Br- terdapat:
    a. 35 proton, 35 elektron
    b. 35 proton, 36 elektron
    c. 35 proton, 34 elektron
    d. 36 proton , 35 elektron

13. Nomor massa menunjukkan:
    a. jumlah proton dan elektron
    b. jumlah neutron dan proton
    c. jumlah neutron
    d. jumlah proton

14. Jumlah orbital dalam sub kulit d:
    a. 7 b. 5 c. 1 d. 3

15. Jenis subkulit pada atom 17^{Cl}:
    a. s b. s,p c. s,p,d d. s,p,d,f

16. Posisi elektron tidak dapat ditentukan dengan pasti:
    a. model atom Bohr
    b. model atom Thomson
    c. model atom Rutherford
    d. model atom Mekanika kuantum

17. Elektron bergerak pada lintasan tertentu dan dapat berpindah lintasan. Pernyataan dari:
    a. model atom Bohr
    b. model atom Thomson
    c. model atom Rutherford
    d. model atom Mekanika kuantum

18. Sinar pada tabung Crookes yang terdiri dari partikel bermuatan positif disebut:
    a. sinar saluran
    b. proton
    c. a dan b benar
    d. a dan b salah

19. Pernyataan berikut ini benar, kecuali:
    a. atom merupakan partikel terkecil dari suatu unsur
    b. atom terdiri dari 3 partikel subatom
    c. atom tidak dapat dimusnahkan ataupun diciptakan
    d. atom memiliki struktur listrik

20. Pada subkulit p terdapat:
    a. 1 jenis orbital
    b. 5 jenis orbital
    c. 3 jenis orbital
    d. 7 jenis orbital