MODUL 1

Struktur Atom dan Sistem Periodik

Drs. Ucu Cahyana, M.Si.

PENDAHULUAN

Modul Kimia Anorganik I merupakan suatu seri yang terdiri atas 9 modul. Dalam Modul 1 – 3, Anda akan mempelajari teori dasar kimia anorganik, yaitu struktur atom, ikatan kimia dan reaksi kimia. Pemahaman Anda mengenai teori dasar kimia anorganik diharapkan sebagai bekal pengetahuan untuk mempelajari Modul 4 - 9 yang membahas unsur-unsur non-logam maupun dalam mempelajari materi modul Kimia Anorganik 2 yang membahas unsur-unsur logam.

Modul 1 dalam seri ini adalah Modul Struktur Atom dan Sistem Periodik. Modul pertama ini akan membawa Anda ke pemikiran tentang spektrum atom hidrogen dan teori atom Bohr, model atom berdasarkan teori mekanika gelombang, konsep kuantum energi, bilangan-bilangan kuantum, konsep orbital, konfigurasi elektron, sistem periodik modern dan keperiodikan sifat-sifat atom.

Secara umum setelah mempelajari modul ini, Anda diharapkan dapat menjelaskan tentang struktur atom, sistem periodik, dan keperiodikan sifat unsur. Secara lebih khusus, Anda diharapkan memiliki kemampuan sebagai berikut.

1. Menjelaskan deret-deret spektrum atom hidrogen berkaitan dengan teori atom Bohr.
2. Mendeskripsikan perkembangan model atom yang diturunkan dari mekanika gelombang.
3. Menunjukkan bilangan-bilangan kuantum dari elektron-elektron dalam atom.
4. Menggambarkan kontur orbital.
5. Menuliskan konfigurasi elektron dan diagram energi orbital atom unsur.
6. Memprediksi kedudukan suatu unsur dalam sistem periodik berdasarkan konfigurasi elektronnya.

7. Menjelaskan kecenderungan sifat-sifat atom unsur-unsur (jari-jari atom, potensial ionisasi, afinitas elektron dan keelektronegatifan) dalam golongan dan periode.

Kemampuan tersebut sangat penting bagi Anda untuk dapat mempelajari Modul 2 dengan baik. Penguasaan tentang teori struktur atom dan sistem periodik akan memberi kemudahan bagi Anda untuk memahami bagaimana atom-atom berikatan membentuk suatu molekul dan mengapa atom-atom dapat membentuk jenis ikatan yang berbeda.

Untuk membantu Anda mencapai kemampuan di atas, dalam modul ini akan disajikan pembahasan dan latihan dalam butir uraian sebagai berikut.

Kegiatan Belajar 1: Spektrum atom hidrogen dan teori atom Bohr.
Kegiatan Belajar 2: Teori atom berdasarkan mekanika gelombang.
Kegiatan Belajar 3: Konfigurasi elektron dan struktur sistem periodik modern.

Agar Anda berhasil dengan baik mempelajari modul ini, bacalah dengan cermat materi yang terdapat dalam modul ini sampai Anda dapat memahaminya. Pada setiap akhir kegiatan belajar, Anda akan menemukan latihan, rangkuman, dan tes formatif. Kerjakan latihan, untuk mengetahui pemahaman/penguasaan Anda tentang materi kegiatan belajar. Kemudian, bandingkan jawaban Anda dengan rambu-rambu jawaban yang tersedia. Apabila sudah mantap Anda lanjutkan untuk mengerjakan soal tes formatif. Tes formatif untuk mengetahui kedalaman pengetahuan Anda tentang materi kegiatan belajar. Sebaiknya dalam mengerjakan latihan atau tes formatif, Anda jangan melihat dahulu rambu-rambu jawaban dan kunci jawabannya.

Selamat belajar, semoga Anda sukses!

KEGIATAN BELAJAR 1

Spektrum Atom Hidrogen dan Teori Atom Bohr

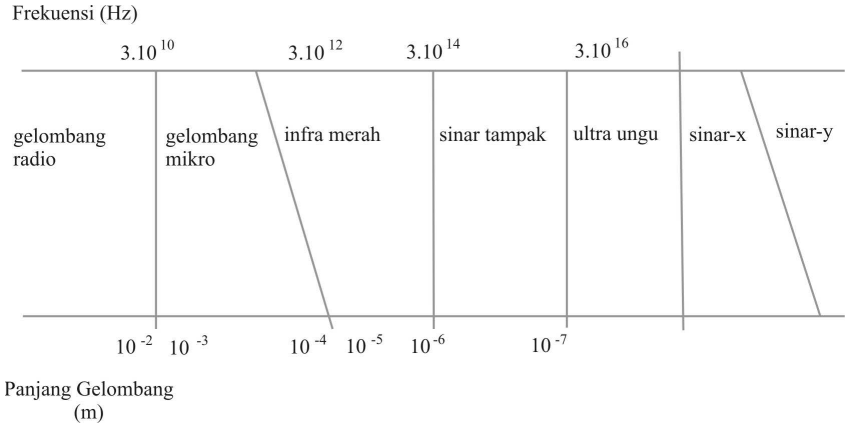
A. SPEKTRUM ATOM HIDROGEN

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.

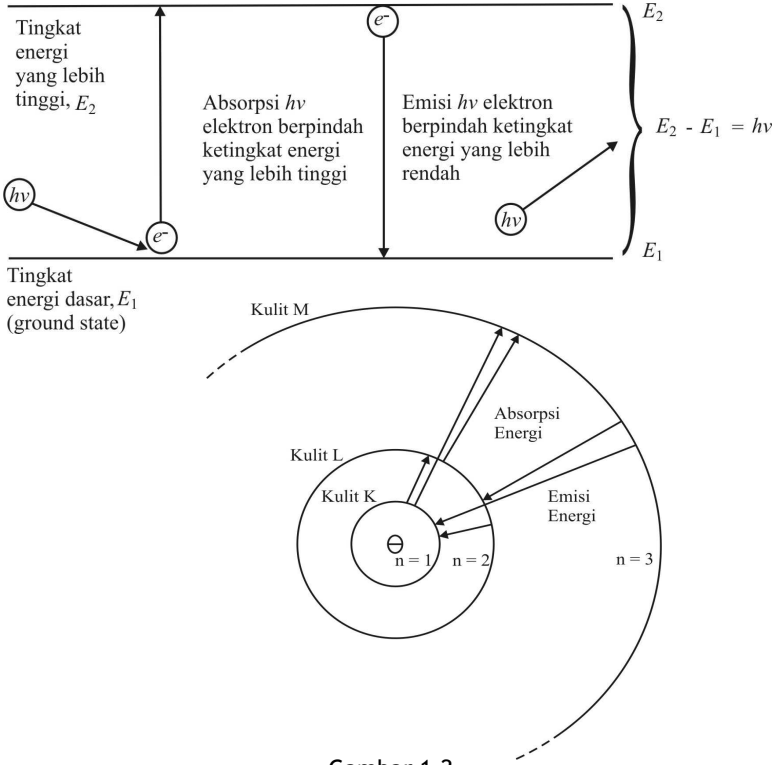
Dalam modul ini akan dibicarakan bagaimana Anda dapat memahami struktur elektron ditinjau dari teori atom modern yang membahas sifat alamiah dari cahaya (radiasi elektromagnetik) dan aspek-aspek yang berkaitan dengan interaksi antara cahaya dengan materi. Contoh yang menarik dari interaksi antara cahaya 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.



Gambar 1.1.
Spektrum elektromagnetik



Gambar 1.2.
Absorpsi dan emisi energi dari sebuah elektron dalam atom

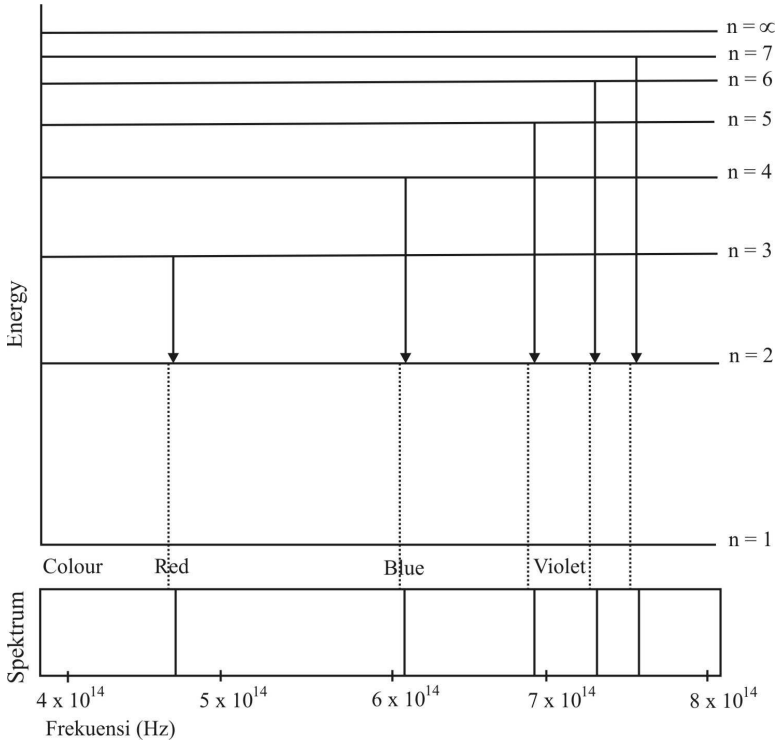
Setiap zat dapat memberikan spektrum yang khas dengan cara memancarkan energi radiasi. Spektrum unsur bukan merupakan spektrum kontinu, melainkan tersusun dari satu atau beberapa warna tertentu. Spektrum itu dipancarkan oleh atom unsur tersebut apabila atom itu memancarkan energi pada saat kembali dari 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 mengeksitasikan 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, $E = h.\ \upsilon = h\ c/\lambda$ 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 (υ), di mana $\upsilon = 1/\lambda\ \ m^{-1}$.



Gambar 1.3.
Transisi elektron pada spektrum hidrogen dalam daerah sinar tampak

Pada tahun 1885, Balmer menunjukkan bahwa bilangan gelombang υ dari setiap garis dalam spektrum tampak dari atom hidrogen dapat diberikan oleh persamaan empiris sederhana.

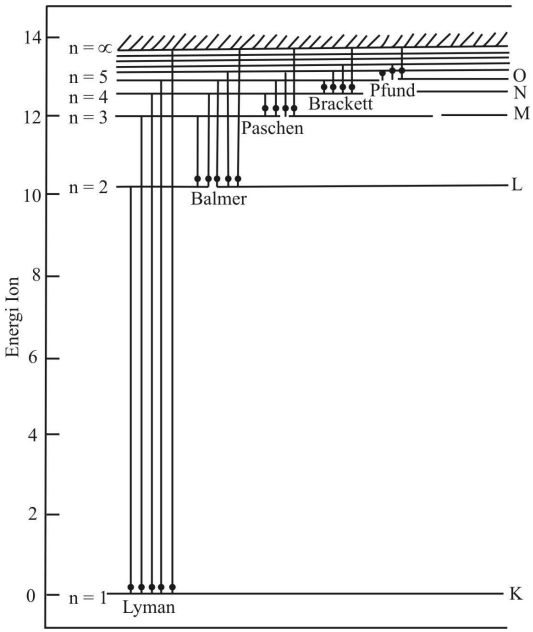
$$\upsilon = \frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{n_1^{\,2}} - \frac{1}{n_2^{\,2}}\right)$$

di mana R adalah tetapan Rydberg = 109677,76 cm^{-1}.

Garis-garis yang diamati dalam daerah tampak disebut deret Balmer, tetapi beberapa deret lainnya dapat diamati dalam daerah-daerah spektrum yang berbeda.

Persamaan serupa ditemukan berlaku untuk garis-garis dalam deret lainnya dalam spektrum hidrogen.

Deret	**Persamaan**	**Daerah spektrum**
Lyman	$\upsilon = R\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2}\right)$, n = 2, 3, 4, 5 ...	ultraviolet
Balmer	$\upsilon = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right)$, n = 3, 4, 5, 6 ...	daerah tampak
Paschen	$\upsilon = R\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2}\right)$, n = 4, 5, 6, 7 ...	inframerah
Bracket	$\upsilon = R\left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2}\right)$, n = 5, 6, 7, 8 ...	inframerah
Pfund	$\upsilon = R\left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2}\right)$, n = 6, 7, 9, 9 ...	inframerah



Gambar 1.4.
Diagram tingkat energi dengan garis spektrum atom hidrogen

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 elektrostatik 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*.

$$\text{Gaya sentrifugal} = \frac{mv^2}{r}$$

Bila muatan elektron adalah e, dengan muatan inti Z maka

$$\text{Gaya tarik Coulomb} = \frac{Ze^2}{r^2}$$

Gaya sentrifugal = Gaya Coulomb

$$\frac{mv^2}{r} = \frac{Ze^2}{r^2} \qquad (1)$$

maka:

$$v^2 = \frac{Z.e^2}{m.r} \qquad (2)$$

Sejalan dengan teori kuantum Planck, energi tidak kontinu, tetapi dalam "paket-paket" yang disebut kuanta, yang besarnya $h\ 2\pi$, di mana h adalah tetapan Planck. Energi dan sebuah elektron dalam orbitnya yang merupakan momentum sudut *mvr* harus sama dengan *n* kuanta.

$$mvr = \frac{nh}{2\pi}$$

maka:

$$v = \frac{nh}{2\pi mr}$$

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

Penggabungan persamaan di atas dengan persamaan 2:

$$\frac{Ze^2}{mr} = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m^2 r^2}$$

maka

$$r = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 mze^2}$$

Untuk hidrogen, Z = 1 maka untuk

n = 1 ini memberikan harga	$r = 1^2 \times 0{,}529$ A°
n =2	$r = 2^2 \times 0{,}529$ A°
n =3	$r = 3^2 \times 0{,}529$ A°

Dari persamaan di atas memberikan suatu gambaran bahwa sebuah elektron bergerak dalam orbit lingkaran dengan jari-jari yang sebanding dengan 1^2, 2^2, 3^2, ... dan meradiasi energi hanya bila elektron berpindah dari satu orbit ke orbit lainnya. Energi kinetik dari sebuah elektron adalah - ½ mv^2. Dengan penyusunan ulang persamaan 1.

$$E = -\tfrac{1}{2} mv^2 = \frac{-Ze^2}{2r}$$

persubstitusian r ke dalam persamaan 3

$$E = \frac{-2\pi^2 Z^2 e^4 m}{n^2 h^2}$$

Jika sebuah elektron dalam atom hidrogen berpindah dari sebuah orbit mula-mula n = 1 ke orbit yang lain n = 2, perubahan energi ΔE adalah

$$\Delta E_H = E_2 - E_1$$

E_1 adalah energi di mana n = n_2 dan E_2 adalah energi di mana n = n_l. Karena untuk hidrogen Z = 1 maka

$$\Delta E_H = \frac{-2\pi^2 me^4}{n_2^2 h^2} - \left(\frac{-2\pi^2 me^4}{n_1^2 h^2} \right)$$

$$\Delta E_H = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^2} - \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (4)$$

Energi berhubungan dengan panjang gelombang (E = hcυ) sehingga persamaan ini adalah sama bentuknya seperti persamaan Rydberg

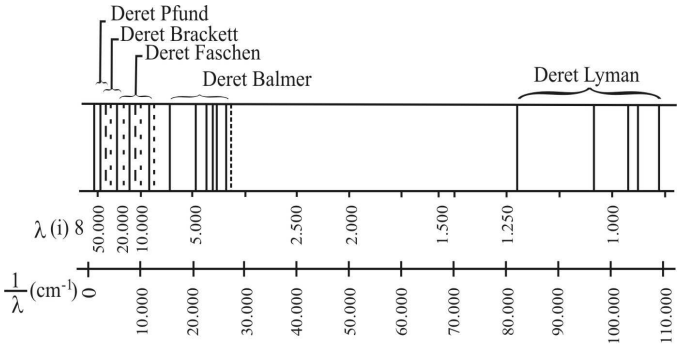
$$\upsilon_H = \frac{2\pi^2 m e^4}{c h^3} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Jadi, konstanta Rydberg:

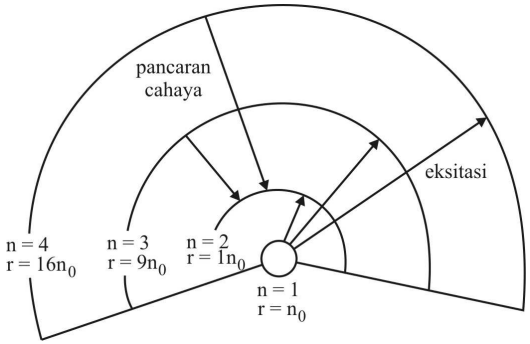
$$R = 2\pi^2 m e^4 / c h^3$$

Harga R eksperimental adalah 109.737,3 cm^{-1} sesuai dengan harga R teoritis 109.677,6 cm^{-1}. Hal ini menunjukkan keunggulan dari teori atom Bohr di mana teori ini sesuai dengan hasil eksperimen.

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 Bracket dan deret Pfund. Deret Lyman terjadi karena perpindahan elektron dari lintasan dengan n =2, 3, 4, ... ke lintasan n = 1. Deret Balmer terjadi karena perpindahan elektron dari lintasan n = 3, 4, 5, ... ke lintasan dengan n = 2. Deret Paschen terjadi karena perpindahan elektron dari lintasan dengan n = 4, 5, 6, ... ke lintasan n = 3. Deret Bracket terjadi karena perpindahan elektron dari lintasan n = 5, 6, 7, ... ke lintasan n = 4. Deret Pfund terjadi karena perpindahan elektron dari lintasan n = 6, 7, 8, ... ke lintasan n = 5. Gambar 1.4 menunjukkan perpindahan elektron yang menghasilkan lima deret spektrum hidrogen tersebut.



Gambar 1.5.
Kedudukan Relatif Garis dalam Spektrum Atom Hidrogen



Gambar 1.6.
Model atom hidrogen menurut Bohr

Contoh

1) Hitung panjang gelombang garis pertama spektrum atom hidrogen jika diketahui spektrum tersebut mengikuti persamaan umum:

$$\upsilon = R(1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

dengan $n_1 = 2$

Jawab:

$$v = \frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

$$R = 109678\,cm^{-1}, n_1 = 2, n_2 = 3$$

$$\frac{1}{\lambda} = 109678\left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9}\right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 15233\,cm^{-1}$$

$$\lambda = 6,565\times10^{-5}\,cm = 6565\,A^0$$

2) Berapakah energi foton yang dipancarkan jika elektron pada atom hidrogen jatuh dari lintasan $n_2 = 5$ ke lintasan $n_1 = 2$?

Jawab:

$$\Delta E = E_1 - E_2$$

Dari persamaan (4) di atas diperoleh

$$\Delta E = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^2}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

$$\Delta E = \frac{2\times(3,14)^2\times9,11.10^{-28}\times(4,8.10^{-10})^4}{(6,62\times10^{-27})^2}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2}\right)$$

$$\Delta E = 2,18\times10^{-11}\,erg\left(\frac{1}{4} - \frac{1}{25}\right)$$

$$\Delta E = 4,58\times10^{-12}\,erg = 4,58\times10^{-19}\,J$$

3) Tentukan besarnya energi yang diperlukan atom hidrogen untuk menjadi ion hidrogen! Diketahui tetapan Planck ($h = 6,62 \times 10^{-27}$ erg s), dan kecepatan cahaya = 3×10^{10} cm/s.

Jawab:

Energi yang diperlukan atom hidrogen untuk menjadi ion hidrogen

$$H \rightarrow H^+ + e$$

$$\Delta E_H = \frac{2\pi^2 me^4}{h^2}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

Pada tingkat dasar $n_1 = 1$ jika melepaskan elektron, berarti elektron terlepas dari V atom jadi $n_2 = \sim$

$$\Delta E_H = \frac{2\pi^2 me^4}{h^2}\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\sim^2}\right)$$

$$\Delta E_H = \frac{2\pi^2 me^4}{h^2}$$

$$\Delta E_H = \frac{2\times(3,14)^2 \times 9,11\times10^{-28} \times (5,8\times10^{-10})^4}{(6,62\times10^{-27})^2}$$

$$\Delta E_H = 2,179\times10^{-11} erg$$

$$1erg = 6,22419\times10^{11} ev$$

$$\Delta E_H = 2,179\times10^{-11} erg = 13,60 ev$$

4) Hitung kecepatan elektron dalam orbit Bohr kedua dari atom hidrogen
Jawab:

$$V = \frac{2\pi z e^2}{nh}$$

$$V = \frac{2\times3,14\times(4,8\times10^{-10})^2}{2\times6,62\times10^{-27}}$$

$$V = 1,09\times10^8 cm\,s^{-1}$$

5) Hitung perbedaan energi yang terjadi dan panjang gelombang dari radiasi yang diperlukan untuk memindahkan elektron, pada atom hidrogen dari lintasan n =1 ke lintasan n = 4.
Jawab:

$$\Delta E = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^2}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

$$\Delta E = \frac{2\times(3,14)^2 \times 9,11.10^{-28} \times (4,810-10)^4}{(6,62\times10-27)^2}\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2}\right)$$

$$\Delta E = 2,04\times10^{-11} \text{erg}$$

$$\Delta E = h.\upsilon = h.\frac{c}{\lambda}$$

$$\lambda = 973\,\text{Å}$$

LATIHAN

Untuk memperdalam pemahaman Anda mengenai materi di atas, kerjakanlah latihan berikut!

1) Hitunglah kecepatan elektron dalam orbit Bohr ketiga dari atom hidrogen!
2) Hitunglah jari-jari Bohr untuk lintasan keempat dari atom hidrogen!
3) Berapakah panjang gelombang garis spektrum yang dihasilkan oleh elektron atom hidrogen yang jatuh dari lintasan n = 2, lintasan n = 1?
4) Berapakah jari-jari dari lintasan kedua untuk ion Li^{2+} dan berapakah energinya?
5) Hitunglah panjang gelombang garis spektrum keempat dalam deret Paschen, $R_H = 109.678\ cm^{-1}$!

Petunjuk Jawaban Latihan

1) $V = \dfrac{2\pi Z e^2}{n.h}$ lihat penyelesaian contoh no. 4

   $= 7{,}28 \times 10^7$ cm. s^{-1}

2) Gunakan rumus $r = \dfrac{n^2.h^2}{4\pi^2 m e^2}$

   $$= \frac{(4)^2 (6{,}62\times10^{-27})^2}{4\times(3{,}14)^2 (9{,}11\times10^{-28})(4{,}8\times10^{10})^2}$$

   $= 8{,}469\times10^{-8}$ cm $= 8{,}469\ \text{Å}$

3) Gunakan rumus $\dfrac{1}{\lambda} = R_H\left(\dfrac{1}{n_1^2} - \dfrac{1}{n_2^2}\right)$

   $$\frac{1}{\lambda} = 109678\left(\frac{1}{1} - \frac{1}{4}\right)$$

   $\lambda = 1{,}216\times10^{-6}\ cm^{-1} = 121{,}6\ \text{Å}$

4) Gunakan rumus $r = \frac{h^2}{4\pi^2 m e^2} \cdot \frac{n^2}{Z}$

$$En = \frac{2\pi^2 m e^4}{n^2} \frac{Z^2}{n^2}$$

$r_2 = 0{,}705$ Å

$E_2 = 61{,}2$ eV

5) Tidak sembarang lintasan berbentuk lingkaran boleh dilalui elektron. Hanya lintasan yang menghasilkan momentum sudut elektron (mvr) yang merupakan kelipatan bulat $h/2\pi$ yang boleh dilalui elektron.

RANGKUMAN

Spektrum atom hidrogen dapat diperoleh dengan menguraikan cahaya yang dipancarkan oleh tabung lucutan gas yang terisi dengan gas hidrogen. Pengamatan atas spektrum hidrogen menghasilkan adanya deret Lyman, Balmer, Paschen, Bracket, dan Pfund.

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

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.
3. Untuk elektron yang tetap dalam orbitnya, tarik menarik elektrostatik di antara elektron dan intinya yang cenderung menarik elektron ke arah intinya harus sama dengan gaya sentrifugal yang cenderung elektron terlempar dari orbitnya.

TES FORMATIF 1

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

1) Deret Paschen mempunyai daerah spektrum di daerah ....
   A. ultra violet
   B. sinar tampak
   C. infra merah
   D. gelombang radio

2) Rumus $\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$ dapat memberikan deret Bracket jika ....
   A. $n_1 = 1$
   B. $n_1 = 2$
   C. $n_2 = 2$
   D. $n_1 = 4$

3) Dalam persamaan Rydberg, jika $n_1 = 3$, maka n_2 dapat mempunyai harga ....
   A. 2, 3, 4, dan seterusnya
   B. 3, 4, 5, dan seterusnya
   C. 4, 5, 6, dan seterusnya
   D. 5, 6, 7, dan seterusnya

4) Jari-jari Bohr untuk lintasan kedua dari hidrogen ($n_1 = 0{,}529$Å) ....
   A. 1,058 Å
   B. 0,132 Å
   C. 2, 116 Å
   D. 4,232 Å

5) Energi yang dipancarkan jika elektron dari suatu atom hidrogen berpindah dari keadaan n = 3 ke n = 2 adalah ....
   A. 13,60 eV
   B. 1,88 eV
   C. 0,85 eV
   D. 2,55 eV

6) Rumus $1/\lambda = R(1/n_1^2 - 1/n_2^2)$, dapat memberikan deret Lyman, jika ....
   A. $n_1 = 3$
   B. $n_1 = 2$
   C. $n_1 = 1$
   D. $n_1 = 4$

7) Deret Balmer mempunyai daerah spektrum di daerah ....
   A. sinar tampak
   B. ultra violet
   C. gelombang radio
   D. infra merah

8) Energi yang dipancarkan jika elektron dari suatu atom hidrogen berpindah dari keadaan n = 4 ke keadaan n = 2 adalah ....
   A. 0,85 eV
   B. 2,55 eV
   C. 3,40 eV
   D. 5,95 eV

9) Jari-jari Bohr untuk lintasan keempat dari hidrogen (r_1 = 0,529 $\overset{o}{A}$) adalah ....
   A. 0,132 $\overset{o}{A}$
   B. 2,55 $\overset{o}{A}$
   C. 3,40 $\overset{o}{A}$
   D. 5,95 $\overset{o}{A}$

10) Jika n_1 = 5 maka harga n_2 untuk persamaan Rydberg adalah ...
   A. 1, 2, 3, 4, ...
   B. 2, 3, 4, ...
   C. 6, 7, 8, 9, ...
   D. 4, 5, 6, 7, ...

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban Tes Formatif 1 yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 1.

$$\text{Tingkat penguasaan} = \frac{\text{Jumlah Jawaban yang Benar}}{\text{Jumlah Soal}} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan: 90 - 100% = baik sekali
80 - 89% = baik
70 - 79% = cukup
< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan Kegiatan Belajar 2. **Bagus!** Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 1, terutama bagian yang belum dikuasai.

KEGIATAN BELAJAR 2

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 subsider 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.

Menurut Erwin Schrodinger (1926) untuk suatu gelombang berdiri (seperti sebuah tali bervibrasi) dari panjang gelombang λ, yang amplitudonya pada setiap titik sepanjang sumbu-x dapat diuraikan oleh suatu fungsi *f(x)*, ini dapat ditunjukkan bahwa

$$\frac{d^2 f(x)}{dx^2} = \frac{-4\pi^2 f(x)}{\lambda^2}$$

Jika sebuah elektron dipandang sebagai suatu gelombang yang bergerak dalam satu dimensi maka

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} = \frac{-4\pi^2}{\lambda^2}\ \psi$$

Jika sebuah elektron dipandang sebagai suatu gelombang yang bergerak dalam satu dimensi maka

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} = \frac{-4\pi^2}{\lambda^2}\ \psi$$

Sebuah elektron dapat bergerak dalam tiga arah x, y dan z sehingga persamaan menjadi

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} + \frac{d^2\psi}{dy^2} + \frac{d^2\psi}{dz^2} = \frac{-4\pi\ \psi}{\lambda^2}$$

Menggunakan simbol ∇ sebagai ganti dari ketiga diferensial parsial, persamaan ini dapat disingkat menjadi

$$\nabla\psi = \frac{-4\pi^2\psi}{\lambda^2}$$

Panjang gelombang menurut de Broglie

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

(di mana h adalah tetapan Planck, m adalah massa elektron dan V kecepatannya) maka

$$\nabla\psi = \frac{-4\pi^2\psi}{h^2}$$

atau

$$\nabla\psi + \frac{4\pi^2 m^2 v^2}{h^2}\psi = 0$$

Energi total sistem (E) adalah:

E = Energi kinetik (K) + Energi potensial (V)

$E = K + V$

atau

$K = E - V$

Energi kinetik = ½ mv^2 maka

dan

$$v^2 = \frac{2}{m}(E - V)$$

Dengan substitusi v^2 ke dalam persamaan 5 menghasilkan persamaan Schrodinger

$$\nabla^2\psi + \frac{8\pi m}{h^2}(E - V) = 0$$

ψ merupakan simbol fungsi gelombang yang analog dengan amplitudo gelombang dan ψ menunjukkan kebolehjadian menemukan elektron dalam koordinat x, y, z. Syarat-syarat untuk menyelesaikan persamaan gelombang Schrodinger adalah:

(1) ψ harus kontinu,
(2) ψ harus terbatas,
(3) ψ harus berharga tunggal,
(4) Probabilitas menemukan elektron dalam keseluruhan ruang harus sama dengan satu.

$$\psi^2 dx\, dy\, dz = 1$$

Fungsi gelombang yang disebut $\psi_1, \psi_2, \psi_3, \ldots$ masing-masing mempunyai energi yang sesuai dengan E_1, E_2, E_3, ... Fungsi gelombang ψ_1, ψ_2, ini disebut orbital yang analog dengan lintasan elektron atau orbit pada teori atom Bohr.

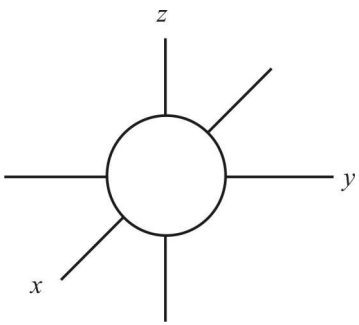
Orbital adalah volume dalam ruang di mana terdapat probabilitas tinggi menemukan elektron. Bentuk dan ukuran orbital tergantung pada fungsi gelombang.

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 dikuantisasikan. Pancaran energi terkuantisasikan 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

$$n = 1, 2, 3, \ldots$$



Gambar 1.7.
Orbital s

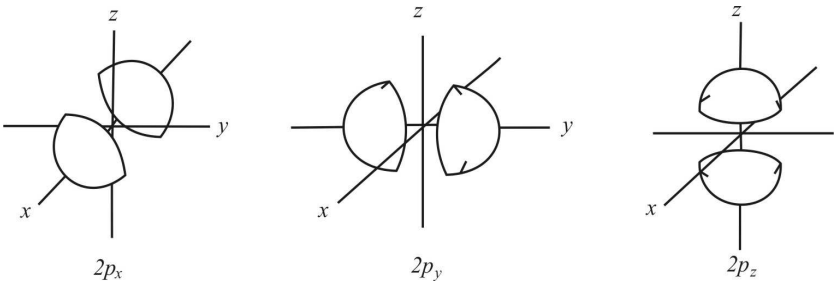
Bilangan kuantum azimut (*l*), menentukan bentuk orbital, *l* mempunyai harga

$$l = 0, 1, 2, \ldots \text{ sampai } n-1$$

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

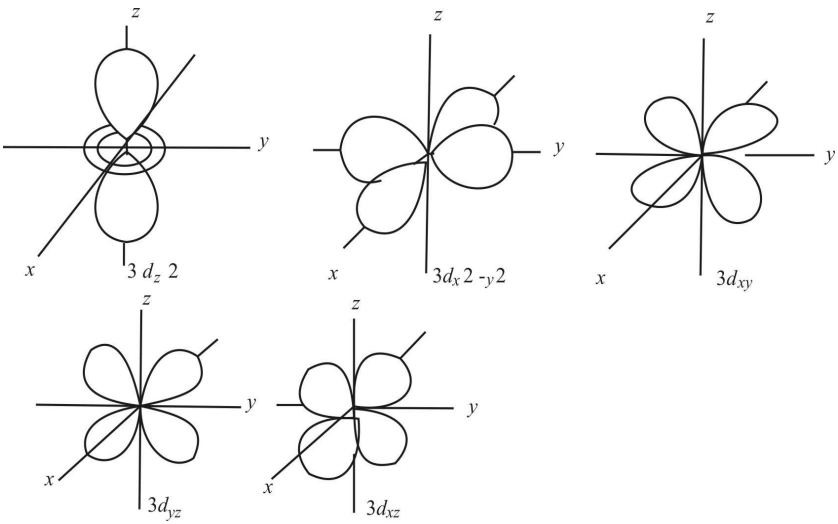
dengan banyaknya harga m_l yang mungkin untuk subtingkatan itu. Untuk suatu harga *l* bilangan kuantum magnetik ini mempunyai harga.

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

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

Dengan demikian untuk setiap harga *l* terdapat $2l + 1$ harga m, yang berbeda, atau dengan kata lain terdapat $2l + 1$ orbital dengan orientasi yang berbeda dalam ruang. Karena itu untuk orbital s ($l = 0$) hanya mempunyai satu bentuk orbital yang digambarkan sebagai permukaan bola. Untuk orbital p ($l = 1$) mempunyai tiga bentuk orbital yang dinyatakan sebagai orbital p_x (m = + 1), orbital p_y (m = 0) dan orbital p_z (m = -1).

Untuk orbital d ($l = 2$) mempunyai lima orientasi, karena itu mempunyai lima bentuk orbital yang dinyatakan dengan orbital $d_x^2 - y^2 (m = 2)$, orbital $d_x - y (m = 1)$ orbital $d_z^2 (m = 0)$, orbital $d_{x-z} (m = -1)$, dan orbital $d_{y-z} (m = -2)$.



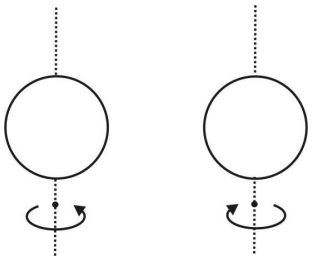
Gambar 1.9.
Distribusi muatan untuk elektron dalam orbital d

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 + ½ atau -½. Dengan demikian dalam suatu orbital terdapat maksimum dua elektron.

Dengan demikian kombinasi mengenai orbital atom dapat dirangkum pada tabel di bawah ini.

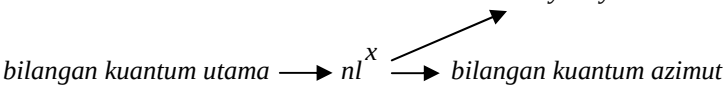
Tabel. 1.1.
Orbital-orbital atom

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	
	1	-1,0,+1	2p	3 orbital	6	8
3	0	0	3s	1 orbital	2	
	1	1	3p	3 orbital	6	
	2	2	3d	5 orbital	10	18
4	0	0	4s	1 orbital	2	
	1	-1,0,+1	4p	3 orbital	6	
	2	-2,-1,0,+1,+2	4d	5 orbital	10	
	3	-3,-2,- ,0,+1,+2,+3	4f	7 orbital	14	32



Gambar 1.10.
Spin elektron

Notasi orbital atom biasanya disimbolkan dengan



Contoh:

1) Andaikan kedudukan sebuah elektron dalam atom diketahui dengan ketelitian ± 2Å, perkirakan ketidakpastian dalam penentuan kecepatannya!
   Jawab:

$$\Delta Px.\Delta x = \frac{h}{4\pi}$$

$$\Delta Px.2.10^{-8} = \frac{6,63\times10^{-27}}{4\times3,14}$$

$$\Delta Px = m.\Delta Vx$$

$$\Delta Vx = \frac{\Delta Px}{m} = \frac{6,63\times10^{-27}}{12,56\times9,11\times10^{-28}\times2.10^{-8}}$$

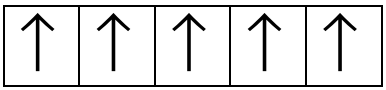
$$\Delta Vx = 2,9\times10^{7} \text{ cm/detik}$$

2) Tentukan harga bilangan kuantum magnetik yang mungkin untuk bilangan kuantum utama (n = 3)!
   Jawab: n = 3, l = 0, 1, 2
   bilangan kuantum magnetik = -2, -1, 0, + 1, + 2

3) Berapakah jumlah elektron maksimum untuk masing-masing orbital s, p, d, f ?
   Jawab:

Macam orbital	bilangan kuantum azimut (*l*)	bilangan kuantum magnetik (m)	jumlah orbital	jumlah elektron maksimum
S	*l* = 0	m = 0	1	2
P	*l* = 1	m = 1, 0, -1	3	6
D	*l* = 2	m = 2, 1, 0, -1, + 1	5	10
F	*l* = 3	m = 3, 2,1, 0, -1, -2, -3	7	14

4) Berapakah jumlah orbital yang mungkin untuk n = 4?
   Jawab: n = 4,*1* = 0, 1, 2, 3
   jumlah orbital yang mungkin adalah 1 orbital s + 3 orbital p + 5 orbital d + 7 orbital f = 16 buah orbital.
5) Tentukan harga keempat bilangan kuantum untuk subkulit $3d^5$!
   Jawab: $3d^5$: n = 3
   1 = 0, 1,2
   → m = -2 -1 0 +1 +2



   s = +1/2

LATIHAN

Untuk memperdalam pemahaman Anda mengenai materi di atas, kerjakanlah latihan berikut!

1) Bila diketahui ketidakpastian kecepatan sebuah elektron adalah $5{,}8 \times 10^7$ cm/detik.
   Perkirakan kedudukan sebuah elektron dalam atom!
2) Berapakah harga bilangan kuantum magnetik (m) yang mungkin untuk orbital:
   a. 4d
   b. 3 p
   c. 2 s
3) Tuliskan notasi yang menggambarkan kedudukan elektron dalam atom dari:
   a. n = 4, 1 = 3, m = 3, s = +1/2
   b. n = 3, 1 = 2, m = -2, s = -1/2
4) Tunjukkan subkulit-subkulit yang sesuai dengan seperangkat bilangan kuantum di bawah ini
   a. n = 2, 1 = 2
   b. n = 4, 1 = 3
   c. n = 5, 1 = 1
5) Tuliskan harga keempat bilangan kuantum dari subkulit:
   a. 2 s

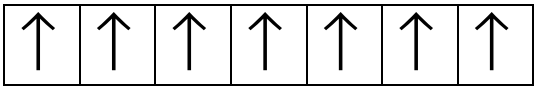
b. 3 p
c. 4 d

Petunjuk Jawaban Latihan

1) $\Delta X = \pm 1 \overset{o}{A}$, gunakan rumus $\Delta Px.\Delta x = \frac{h}{4\pi}$

2) a. m = -2, -1, 0, +1, + 2
   4 d berarti n = 4,*l* = 2
   Jika *l* = 2 maka ada 5 macam harga m
   b. m = -1, 0, + 1
   3 p berarti n = 3,*l* = 1
   Jika *l* = 1 maka ada 3 macam harga m
   c. m = 0
   2 s berarti n = 2, *l* = 0
   Jika *l* = 0 maka hanya ada satu macam harga m

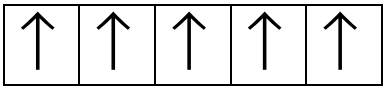
3) a. $4f^7$: n = 4,*l* = 3 berarti orbital f



-3 -2 -1 0 +1 + 2 + 3

m = 3 s = + 1/2 (1)

b. $3p^6$: n = 3, *l* = 2 berarti orbital d



-2 -1 0 + 1 + 2

m = -2, s = -1/2

4) a. 2d : n = 2, *l* = 2 berarti orbital d
   b. 4f : n = 4, *l* = 3 berarti orbital f
   c. 5s : n = 5, *l* = 1 berarti orbital s

5) a. notasi 2s : Bilangan kuantum utama (n) = 2
   Bilangan kuantum azimut (*l*) = 0
   Bilangan kuantum magnetik (m) = 0
   Bilangan kuantum spin (s) = + 1/2, -1/2
   b. notasi 3p : n = 3

l = 1
m = -1, 0, +1
s = +1/2, -1/2

c. notasi 4d : n = 4
l = 2
m = -2, -1, 0, +1, + 2
s = + 1/2, -1/2

RANGKUMAN

Teori atom Bohr meskipun telah dapat menjelaskan dengan baik tentang model atom dan dapat dipahami dengan mudah, tetapi masih mempunyai kelemahan yang mendasar, yaitu tidak dapat menjelaskan adanya subkulit atom dan bagaimana pembentukan ikatan kimia terjadi.

Pendekatan teori atom mekanika gelombang diawali dengan ditemukannya asas de' Broglie yang menyatakan hubungan antara massa partikel dan kecepatan dengan panjang gelombang:

$$\lambda = \frac{h}{m.v} = \frac{h}{p}$$

de' Broglie juga menyatakan dualisme sifat partikel gelombang, yaitu atom selain bersifat partikel, juga bersifat gelombang. Sebagai akibat dari sifat dualisme partikel gelombang, Heisenberg mengemukakan prinsip ketidakpastian, yang menyatakan bahwa tidak mungkin untuk mengetahui pada waktu bersamaan, baik momentum maupun kedudukan suatu partikel, seperti elektron dengan tepat. Oleh karena itu, elektron dalam atom tidak dapat dijumpai dalam orbit seperti yang disarankan oleh Bohr, tetapi suatu kebolehjadian untuk menentukan elektron, yaitu orbital $\rightarrow (\Delta Px)(\Delta x) \approx \frac{h}{4\pi}$.

Persamaan Schrodinger tentang fungsi gelombang dari partikel, menghasilkan penurunan 3 bilangan kuantum, yaitu:

(1) bilangan kuantum utama (n) : 1, 2, 3, dan seterusnya,
(2) bilangan kuantum azimut (l): 0, 1, 2, 3, ... (n - 1),
(3) bilangan kuantum magnetik (m) : -1 ———— + 1.

TES FORMATIF 2

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

1) Menurut asas de' Broglie hubungan antara partikel yang bergerak dengan panjang gelombang dinyatakan dengan persamaan ....

   A. $E = h.\frac{c}{\lambda}$

   B. $\sim = E.h$

   C. $\lambda = \frac{h}{m.v}$

   D. $\lambda = h.\sim$

2) Bilangan kuantum yang menentukan bentuk orbital dan orientasi orbital adalah ....

   A. n dan *l*
   B. n dan m
   C. *l* dan s
   D. *l* dan m

3) Deret bilangan kuantum manakah yang mungkin bagi keempat bilangan kuantum untuk elektron 4 d ....

   A. n = 4, *l* = 2, m = -2, s = +1/2
   B. n = 4, *l* = 3, m = -1, s = -1/2
   C. n = 4, *l* = 3, m = +2, s = -1/2
   D. n = 4, *l* = 1, m = +1, s = +1/2

4) Jumlah orbital yang mungkin untuk n = 3 adalah ....

   A. 5 orbital
   B. 9 orbital
   C. 10 orbital
   D. 14 orbital

5) Kedudukan sebuah elektron dalam atom diketahui dengan ketelitian ± 3Å. Maka, ketidakpastian dalam penentuan kecepatannya adalah ....

   A. $5{,}8 \times 10^7$ cm/detik
   B. $2{,}9 \times 10^7$ cm/detik

C. $1{,}9 \times 10^7$ cm/detik
D. $8{,}7 \times 10^7$ cm/detik

6) Diketahui empat bilangan kuantum, yaitu:
(1) bilangan kuantum utama (n)
(2) bilangan kuantum azimut (l)
(3) bilangan kuantum magnetik (m)
(4) bilangan kuantum spin (s)
Kedudukan suatu orbital dalam suatu atom ditentukan oleh bilangan kuantum ....
A. (1), (2), dan (3)
B. (1) dan (3)
C. (2) dan (4)
D. (4) saja

7) Sesuai dengan teori atom mekanika gelombang, pernyataan yang paling tepat untuk subkulit adalah ....
A. suatu lintasan berbentuk lingkaran dengan jari-jari tertentu
B. suatu daerah dalam ruang dengan kebolehjadian menemukan elektron
C. sekumpulan orbital dengan tingkat energi yang sama
D. sekumpulan orbital dengan bentuk yang sama

8) Harga-harga bilangan kuantum yang mungkin untuk suatu orbital adalah ....
A. n = 1; l = 2; m = 1
B. n = 2; l = 2; m = 2
C. n = 3; l = 2; m = 1
D. n = 1; l = 2; m = 3

9) Tingkat energi suatu orbital ditentukan oleh bilangan kuantum ....
A. utama
B. azimut
C. utama dan azimut
D. azimut dan magnetik

10) Orbital yang berbentuk seperti balon terpilin ialah orbital ....
A. s
B. p
C. d
D. d

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban Tes Formatif 2 yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 2.

$$\text{Tingkat penguasaan} = \frac{\text{Jumlah Jawaban yang Benar}}{\text{Jumlah Soal}} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan: 90 - 100% = baik sekali
80 - 89% = baik
70 - 79% = cukup
< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan Kegiatan Belajar 3. **Bagus!** Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 2, terutama bagian yang belum dikuasai.

KEGIATAN BELAJAR 3

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 $= 2n^2$.

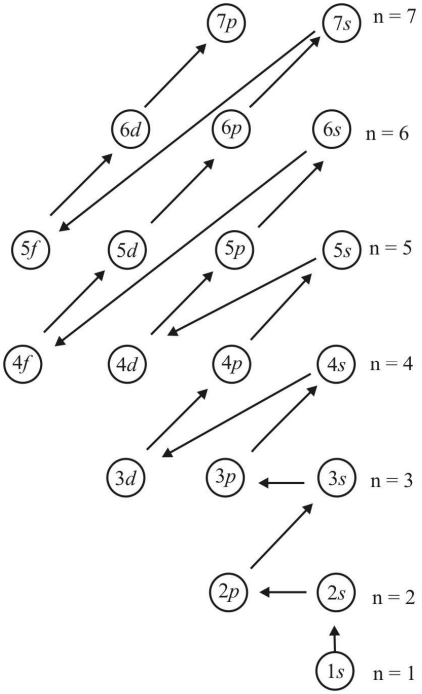
b. Aturan Hund

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 menempatinya 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
l	0	0	1	0	1	0	2	1	0	2	1	0
n+l	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6	6

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

Misalnya: 3s > 2p

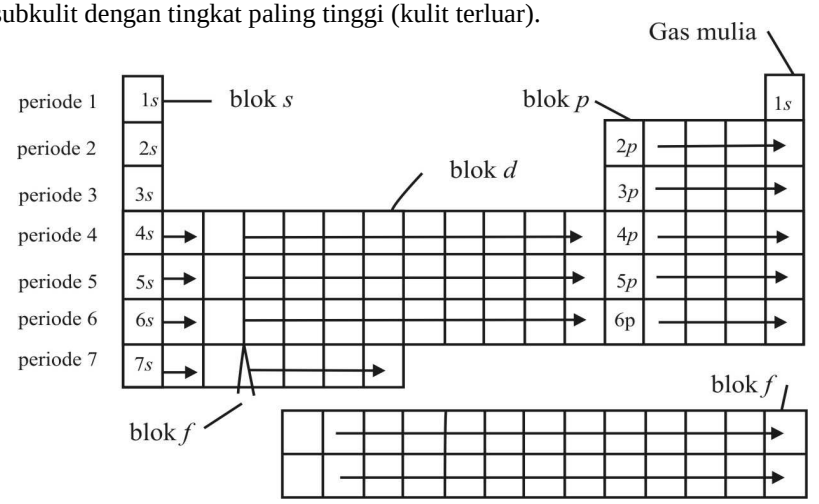
4s > 3p

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).



Gambar 1.12.
Pengisian Orbital dalam sistem periodik

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.

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 -1) d'" 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.

Contoh:
Tentukan periode dan golongan untuk unsur-unsur $_{20}Ca$, $_{25}Mn$, $_{17}Cl$
Jawab:

$_{20}Ca(_{18}Ar)\,4s^2$ termasuk periode IV, golongan II A

$_{25}Mn\,(_{18}Ar)\,4s^2 3d^5$ termasuk periode IV, golongan VII B

$_{17}Cl\,(_{10}Ne)\,3s^2 3p^5$ termasuk periode III, golongan VII A

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.

Nomor atom	Simbol	Konfigurasi elektron						
1	H	$1s^1$						
2	He	$1s^2$						
3	Li	$1s^2$	$2s^1$					
4	Be	$1s^2$	$2s^2$					
5	B	$1s^2$	$2s^2$	$2p^1$				
6	C	$1s^2$	$2s^2$	$2p^2$				
7	N	$1s^2$	$2s^2$	$2p^3$				
8	O	$1s^2$	$2s^2$	$2p^4$				
9	F	$1s^2$	$2s^2$	$2p^5$				
10	Ne	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$				
11	Na	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^1$			
12	Mg	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$			
13	Al	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^1$		
14	Si	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^2$		
15	P	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^3$		
16	S	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^4$		
17	Cl	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^5$		
18	Ar	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$		
19	K	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$		$4s^1$
20	Ca	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$		$4s^2$
21	Sc	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^1$	$4s^2$
22	Ti	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^2$	$4s^2$
23	V	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^3$	$4s^2$
24	Cr*	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^5$	$4s^1$
25	Mn	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^5$	$4s^2$
26	Fe	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^6$	$4s^2$
27	Co	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^7$	$4s^2$
28	Ni	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^8$	$4s^2$
29	Cu*	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$	$4s^1$
30	Zn	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$	$4s^2$

Unsur transisi periode 4

	Nomor atom	Simbol	Konfigurasi elektron								
	31	Ga	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$	$4s^2$	$4p^1$	
	32	Ge	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$	$4s^2$	$4p^2$	
	33	As	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$	$4s^2$	$4p^3$	
	34	Se	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$	$4s^2$	$4p^4$	
	35	Br	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$	$4s^2$	$4p^5$	
	36	Kr	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$	$4s^2$	$4p^6$	
	37	Rb						$5s^1$			
	38	Sr						$5s^2$			
	39	Y			$4d^1$			$5s^2$			
	40	Zr			$4d^2$			$5s^2$			
	41	Nb*			$4d^3$			$5s^1$			
	42	Mo*			$4d^4$			$5s^1$			
	43	Tc			$4d^5$			$5s^2$			
	44	Ru*			$4d^5$			$5s^1$			
	45	Rh*			$4d^7$			$5s^1$			
	46	Pd*			$4d^8$						
	47	Ag*			$4d^{10}$			$5s^1$			
	48	Cd*			$4d^{10}$			$5s^2$			
	49	In			$4d^{10}$			$5s^2$	$5p^1$		
	50	Sn			$4d^{10}$			$5s^2$	$5p^2$		
	51	Sb			$4d^{10}$			$5s^2$	$5p^3$		
	52	Te			$4d^{10}$			$5s^2$	$5p^4$		
	53	I			$4d^{10}$			$5s^2$	$5p^5$		
	54	Xe			$4d^{10}$			$5s^2$	$5p^6$		
	55	Cs			$4d^{10}$			$5s^2$	$5p^6$		$6s^1$
	56	Ba			$4d^{10}$			$5s^2$	$5p^6$		$6s^2$
	57	La*			$4d^{10}$			$5s^2$	$5p^6$	$5d^1$	$6s^2$
	58	Ce*			$4d^{10}$	$4f^1$		$5s^2$	$5p^6$	$5d^1$	$6s^2$
	59	Pr			$4d^{10}$	$4f^3$		$5s^2$	$5p^6$		$6s^2$
	60	Nd			$4d^{10}$	$4f^4$		$5s^2$	$5p^6$		$6s^2$

Unsur transisi periode 5

Kripton core

	Nomor atom	Simbol		Konfigurasi elektron								
Lantanida	61	Pm		$4d^{10}$	$4f^{5}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$		$6s^{2}$			
	62	Sm		$4d^{10}$	$4f^{6}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$		$6s^{2}$			
	63	Eu		$4d^{10}$	$4f^{7}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$		$6s^{2}$			
	64	Gd*		$4d^{10}$	$4f^{7}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{1}$	$6s^{2}$			
	65	Tb		$4d^{10}$	$4f^{9}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$		$6s^{2}$			
	66	Dy		$4d^{10}$	$4f^{10}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$		$6s^{2}$			
	67	Ho		$4d^{10}$	$4f^{11}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$		$6s^{2}$			
	68	E		$4d^{10}$	$4f^{12}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$		$6s^{2}$			
	69	Tm	Kripton core	$4d^{10}$	$4f^{13}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$		$6s^{2}$			
	70	Yb		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$		$6s^{2}$			
	71	Lu		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{1}$	$6s^{2}$			
	72	Hf		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{2}$	$6s^{2}$			
	73	Ta		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{3}$	$6s^{2}$			
	74	W		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{4}$	$6s^{2}$			
	75	Re		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{5}$	$6s^{2}$			
	76	Os		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{6}$	$6s^{2}$			
	77	Ir		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{7}$	$6s^{2}$			
	78	Pt*		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{9}$	$6s^{1}$			
	79	Au*		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{1}$			
	80	Hg		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$			
Unsur transisi periode 6	81	Ti		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{1}$		
	82	Pb		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{2}$		
	83	Bi		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{3}$		
	84	Po		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{4}$		
	85	At		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{5}$		
	86	Rn		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$		
	87	Fr		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$		$7s^{2}$
	88	Ra		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$		$7s^{2}$
	89	Ac*		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$	$6d^{1}$	$7s^{2}$
	90	Th*		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$	$6d^{2}$	$7s^{2}$

	Nomor atom	Simbol		Konfigurasi elektron										
Antanida	91	Pa*	Kripton core	$4d^{10}$	$4f^{5}$	$5f^{2}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$	$6d^{1}$	$7s^{2}$
	92	U*		$4d^{10}$	$4f^{6}$	$5f^{3}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$	$6d^{1}$	$7s^{2}$
	93	Np*		$4d^{10}$	$4f^{7}$	$5f^{4}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$	$6d^{1}$	$7s^{2}$
	94	Pu		$4d^{10}$	$4f^{7}$	$5f^{6}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$		$7s^{2}$
	95	Am		$4d^{10}$	$4f^{9}$	$5f^{7}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$		$7s^{2}$
	96	Cm*		$4d^{10}$	$4f^{10}$	$5f^{7}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$	$6d^{1}$	$7s^{2}$
	97	Bk		$4d^{10}$	$4f^{11}$	$5f^{9}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$		$7s^{2}$
	98	Cf		$4d^{10}$	$4f^{12}$	$5f^{10}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$		$7s^{2}$
	99	Es		$4d^{10}$	$4f^{13}$	$5f^{11}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$		$7s^{2}$
	100	Fm		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5f^{12}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$		$7s^{2}$
	101	Md		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5f^{13}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$		$7s^{2}$
	102	No		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$		$7s^{2}$
	103	Lw		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$	$6d^{1}$	$7s^{2}$
	104	Unq		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$	$6d^{2}$	$7s^{2}$
	105	Unp		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$	$6d^{3}$	$7s^{2}$
	106	Unh		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$	$6d^{4}$	$7s^{2}$
	107	Uns		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$	$6d^{5}$	$7s^{2}$
	108	Uno		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$6p^{6}$	$6d^{6}$	$7s^{2}$
	109	Une		$4d^{10}$	$4f^{14}$	$5f^{14}$	$5s^{2}$	$5p^{6}$	$5d^{10}$	$6s^{2}$	$5p^{6}$	$6d^{7}$	$7s^{2}$

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.

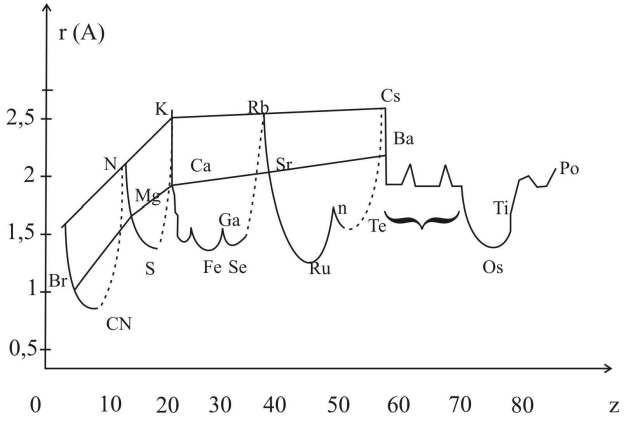
Jari-jari atom

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.

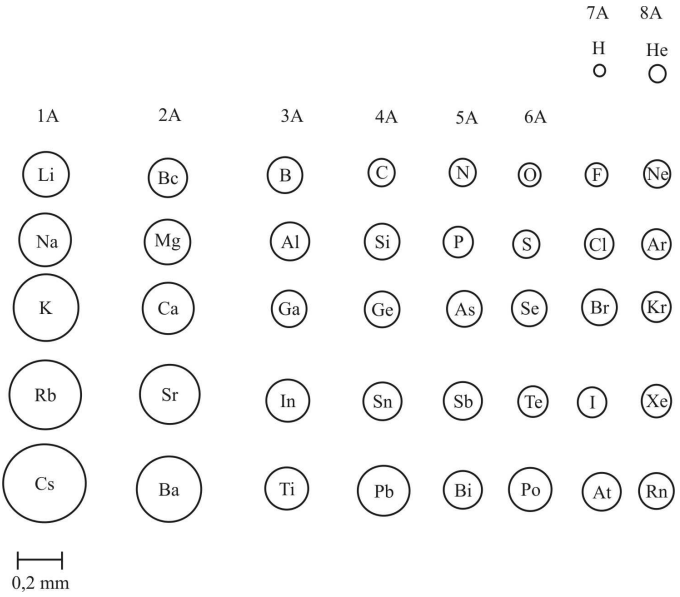
Di dalam satu golongan dari atas ke bawah, muatan positif inti dan jumlah kulit elektron semakin bertambah. Pertambahan muatan positif inti akan memperkecil ukuran atom, sedangkan pertambahan kulit elektron akan memperbesar ukuran atom. Namun demikian pertambahan kulit elektron lebih besar pengaruhnya 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	1	1.33
Cs	2.67	Ba	2.21	Tl	1.71	Pb	1.75	Bi	1.46				



Gambar 1.13.
Keperiodikan jari-jari atom

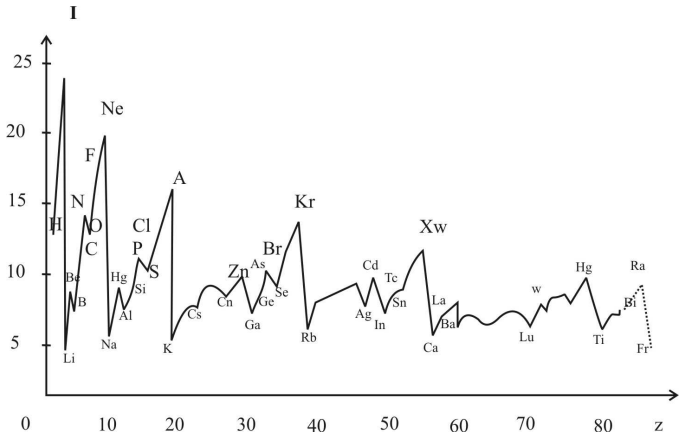


Gambar 1.14.
Jari-jari atom

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.



Gambar 1.15.
Grafik Energi Ionisasi untuk beberapa periode

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 $_{12}$Mg dan $_{13}$Al.

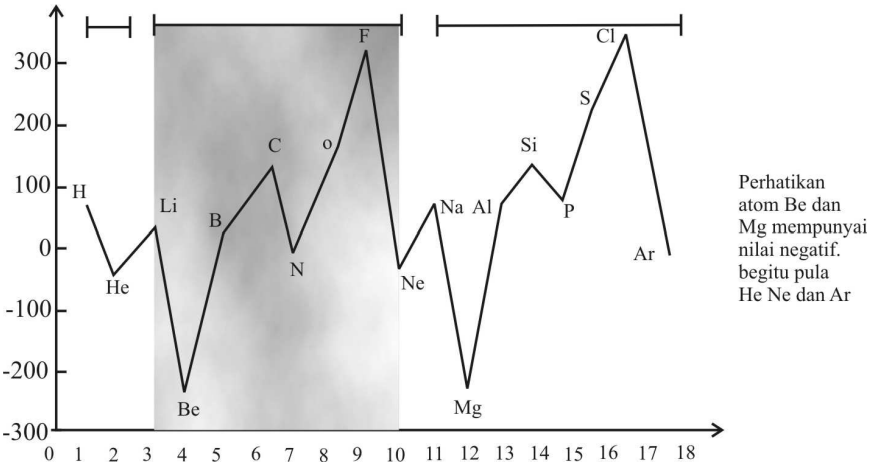
Konfigurasi	$_{12}Mg\ ls^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
	$_{13}Al\ ls^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
Energi Ionisasi	Mg = 737,7 kJ/mol
	Al = 577,6 kJ/mol

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.



Gambar 1.16.
Grafik afinitas elektron versus nomor atom

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.

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 (Ar). 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

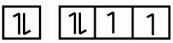
Batas dan definisi logam dan bukan logam tidaklah terlalu jelas, sebab ada unsur yang sekaligus memiliki sifat logam dan bukan logam. Suatu unsur digolongkan logam, jika unsur tersebut cenderung melepaskan elektron. Dan suatu unsur digolongkan sebagai non-logam, jika unsur tersebut cenderung untuk menangkap 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.

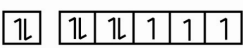
Jadi, dalam satu periode, semakin ke kanan sifat basa atau sifat logam semakin kecil. Dan dalam satu golongan semakin ke bawah sifat basa atau sifat logam semakin besar.

Contoh:

1) Buatlah konfigurasi elektron dan gambarkan orbital dari
   a. $_{16}S$
   b. $_{27}Co$
   Jawab:
   a. $_{16}S$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2\ 3p^4}$



   b. $_{27}Co$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \underline{4s^2\ 3d^7}$



2) Tentukan nomor atom suatu unsur yang mempunyai bilangan kuantum terakhir n = 3,l = 1, m = 0, s = +1/2
   Jawab:
   Karena n = 3 dan *l* = l, berarti elektron terakhir menempati subkulit 3p.
   m = 0, s = +1/2 menunjukkan pada orbital tersebut baru terisi 2 elektron ($3p^2$).
   Konfigurasi elektronnya: $ls^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
   Jadi, nomor atom unsur tersebut adalah 14.
3) Tuliskan konfigurasi elektron S^{2-}, Rb^+, N^{3-}.
   Jawab:
   $S^{2-} = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
   $Rb^+ = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$

N^{3-} = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

4) Tentukan nomor golongan dan periode dari unsur $_{15}P$ dan $_{25}V$.
   Jawab:
   $_{15}P = ls^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
   Golongan ditentukan oleh jumlah elektron pada kulit terluar (elektron valensi).
   Periode ditentukan oleh tingkat energi utama (jumlah kulit utama).
   Berarti:
   Golongan = VA
   Periode = 3
5) Manakah yang mempunyai tingkat energi ionisasi yang lebih tinggi:
   a. Li atau F?
   b. Cs atau Li?
   Jawab:
   Energi ionisasi adalah energi yang dibutuhkan untuk melepaskan elektron.
   F mempunyai energi ionisasi yang lebih tinggi dari Li.

LATIHAN

Untuk memperdalam pemahaman Anda mengenai materi di atas, kerjakanlah latihan berikut!

1) Berapakah jumlah elektron maksimum yang ditempatkan oleh orbital 3p, 4f, 5d, 7s?
2) Berapakah elektron yang harus ditambahkan pada unsur-unsur berikut:
   a. nitrogen
   b. oksigen
   c. fluor
3) Unsur yang konfigurasi elektronnya $ls^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$ terletak di periode ... dan golongan ....
4) Tentukan periode dan golongan untuk unsur-unsur dengan nomor atom
   a. $_{15}P$
   b. $_{27}Co$
   c. $_{34}Se$

5) Tentukan urutan energi ionisasi yang semakin besar untuk unsur-unsur B, C, Al, Si.

Petunjuk Jawaban Latihan

1) 3p, enam elektron
   4f, empat belas elektron
   5d, sepuluh elektron
   6s, dua elektron
2) a. 3 b. 2 c. 1
3) Periode ke-4, golongan IIA
4) a. periode ke-3
      golongan VA
   b. periode ke-4
      golongan VIIIB
   c. periode ke-4
      golongan VIA
5) Urutan energi ionisasi yang semakin besar:
   Al > B > Si > C.

RANGKUMAN

Penulisan konfigurasi elektron mengikuti 3 asas, yaitu Prinsip Larangan Pauli, Aturan Hund, dan Prinsip Aufbau.

Pengisian orbital oleh elektron dimulai dari orbital dengan tingkat energi terendah menurut aturan n + 1:

1s > 2s > 2p > 3s > 3p > 4s > 3d > 4p > 5s > 4d > 5p > 6s

Sistem periode unsur modern disusun berdasarkan kenaikan nomor atom dan disesuaikan dengan konfigurasi elektron valensi. Unsur-unsur dapat dikelompokkan dalam unsur-unsur blok s, p, d dan f.

Untuk menentukan golongan dalam sistem periodik ditentukan berdasarkan konfigurasi elektron valensinya. Nomor periode suatu unsur dinyatakan berdasarkan banyaknya kulit atom.

TES FORMATIF 3

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

1) Konfigurasi elektron dari ion Al^{3+} adalah (nomor atom Al = 13) ....
   A. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
   B. $ls^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
   C. $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$
   D. $1s^2\ 2s^2\ 2p^4\ 3s^2$

2) Konfigurasi elektron $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$ adalah untuk spesi (nomor atom Na = 11, Al = 13, O = 8, S = 16)
   A. Al^{3+}
   B. Na^{+}
   C. S^{2-}
   D. O^{2-}

3) Konfigurasi elektron manakah yang *bukan* termasuk unsur-unsur golongan VII A ....
   A. $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
   B. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
   C. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3\ 4s^2$
   D. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3s^2\ 3p^5\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$

4) Ion X^{2-} mempunyai konfigurasi elektron $ls^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$. Dalam sistem periodik unsur X terletak dalam golongan ....
   A IIA
   B. IVA
   C. VIA
   D. VIIIA

5) Manakah urutan unsur-unsur yang mempunyai sifat jari-jari atom semakin besar ....
   A. Li, Na, Mg
   B. Be, Mg, Al
   C. Be, B, C
   D. N, P, As

6) Struktur elektron (pada keadaan dasar) dari suatu atom unsur sebagai berikut.
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^7\ 5s^1$
Unsur tersebut terletak pada golongan dan periode ....
A. II A dan 5
B. VA dan 7
C. VII A dan 7
D. VIII B dan 5

7) Diketahui unsur-unsur *V, W, X, Y* dan *Z* dengan konfigurasi elektron:
V : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
W : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4d^5\ 4s^1$
X : $1s^2\ 2s^2$
Y : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
Z : $1s^2$
Pasangan unsur yang terletak dalam satu golongan adalah ....
A. V dan X
B. V dan Z
C. W dan Y
D. X dan Z

8) Unsur-unsur periode 6 adalah unsur-unsur yang elektron terakhirnya menempati subkulit ....
A. 6s, 6p, 6d, 6f
B. 6s, 6p, 6d, 5f
C. 6s, 6p, 5d, 4f
D. 6s, 6p, 6d, 4f

9) Di bawah ini menunjukkan sifat energi ionisasi atom unsur yang benar, *kecuali* energi ionisasi atom unsur ....
A. Mg lebih besar daripada Al
B. B lebih besar daripada Be
C. F lebih besar daripada Cl
D. O lebih besar daripada S

10) Urutan unsur-unsur yang mempunyai sifat titik didih dan titik leleh semakin besar adalah ....
A. Na, Mg, Al
B. K, Ca, Sr
C. Be, Mg, Ca
D. Li, Na, K

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban Tes Formatif 3 yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 3.

$$\text{Tingkat penguasaan} = \frac{\text{Jumlah Jawaban yang Benar}}{\text{Jumlah Soal}} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan: 90 - 100% = baik sekali
80 - 89% = baik
70 - 79% = cukup
< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan modul selanjutnya. **Bagus!** Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 3, terutama bagian yang belum dikuasai.

Kunci Jawaban Tes Formatif

Tes Formatif 1

1) C jawaban jelas
2) D deret Bracket n, = 4
   n_2 = 5, 6, 7, ...
3) C persamaan Rydberg jika n_1, = 3, berarti sesuai dengan deret Paschen maka n_2 = 4, 5, 6, ...
4) C rumus jari-jari Bohr:

$$r = \frac{n^2.h^2}{4\pi^2 m e^2}$$

   atau = 0,529 n^2 Å
   lintasan kedua: n = 2
   berarti r = 0,529 $(2)^2$ Å
   = 2,116 Å
5) B $E_n = \frac{2\pi^2 m e^2}{h^2}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$

$$E_n = 13,60.\left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9}\right)$$

   = 1,88
6) C Macam deret spektrum ditentukan oleh n,
   n_1 = 1 ⟶ deret Lyman
   n_1 = 2 ⟶ deret Balmer
7) A Deret Lyman : terletak pada daerah sinar ultra violet
   Deret Balmer : terletak pada daerah sinar tampak
   Deret lainnya : terletak pada daerah infra merah
8) B 13,6 (1/4 - 1/16)
9) D $r_n = r_1 \times n^2$, $r_4 = 0,529 \text{ Å} \times 4^2 = 8,464 \text{ Å}$
10) C n_2 selalu lebih besar dari n_l

Tes Formatif 2

1) C cukup jelas
2) D bentuk orbital ditentukan oleh bilangan kuantum azimut (*l*), orientasi orbital ditentukan oleh bilangan kuantum magnetik (m)

3) A elektron 4 d: n = 4
orbital d: l = 2
harga m dan s yang mungkin: m = 2, s = + ½

4) B n = 3, 1 = 0, 1, 2 berarti meliputi orbital 3s, 3p, 3d.
3s = 1 orbital
3p = 3 orbital
3d = 5 orbital

5) C $\Delta Px.\Delta x = \frac{h}{4\pi}$

$\Delta Px = m.\Delta Vx$

$$\Delta Px = \frac{\Delta Px}{m} = \frac{6,63\times10^{-29}}{12,56\times9,11\times10^{-28}\times3\times10^{-8}}$$

$= 1,9 \times 10^{7}$ cm/detik

6) A kedudukan suatu orbital dalam atom ditentukan oleh bilangan kuantum utama, bilangan kuantum azimut dan bilangan kuantum magnetik, sedangkan bilangan kuantum spin diperlukan untuk menentukan kedudukan elektron dalam atom

7) C subkulit adalah sekumpulan orbital dengan tingkat energi yang sama

8) C cukup jelas, lihat kembali uraian tentang harga-harga bilangan kuantum

9) A tingkat energi suatu orbital ditentukan oleh bilangan kuantum utama

10) B orbital s berbentuk simetri bola
orbital p berbentuk seperti balon terpilin
orbital d berbentuk seperti roket

Tes Formatif 3

1) A nomor atom Al = 13 berarti mengandung 13 elektron
Al^{3+} : melepaskan 3 elektron
Jadi, konfigurasinya: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

2) C nomor atom S = 16
S^{-2} = 18 elektron
Jadi, konfigurasinya: $ls^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

3) C unsur golongan VII mempunyai ciri konfigurasi elektron terluarnya $s^2\ p^5$

4) B konfigurasi elektron X^{2-}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
konfigurasi elektron X : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 2p^2$

X = unsur golongan IVA

5) D sifat jari-jari atom dalam satu golongan dari atas ke bawah makin besar.

6) D unsur golongan B mempunyai ciri mengisi orbital d pada elektron terluarnya

7) D jumlah elektron valensi menunjukkan letak golongan

8) C cukup jelas

9) B energi ionisasi dalam satu golongan dari atas ke bawah cenderung semakin kecil, dan dalam satu periode dari kiri ke kanan berkecenderungan semakin besar, kecuali energi ionisasi unsur B lebih besar daripada Be dan energi ionisasi unsur Mg lebih besar daripada Al (lihat uraian tentang teori energi ionisasi).

10) A 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.

Glosarium

Afinitas elektron	:	energi yang dilepaskan bila suatu atom dalam bentuk gas menangkap elektron untuk membentuk suatu ion negatif
Aturan Hund	:	aturan pengisian elektron dalam orbital yang menyatakan bahwa jika terdapat orbital-orbital dengan energi yang sama, elektron terlebih dahulu mengisi setiap orbital sendiri-sendiri, setelah itu, baru elektron menempatinya secara berpasangan
Bilangan kuantum utama	:	bilangan kuantum yang menentukan ukuran kabut orbital dan menyatakan dalam tingkatan energi utama di mana elektron itu berada
Bilangan kuantum azimut	:	bilangan kuantum yang menentukan bentuk orbital
Bilangan kuantum magnetik	:	bilangan kuantum yang menunjukkan orientasi orbital dalam ruang relatif terhadap inti dan orbital khusus yang dihuni oleh elektron dalam suatu subtingkat energi
Bilangan kuantum spin	:	bilangan kuantum yang menunjukkan adanya perputaran elektron pada sumbunya
Energi ionisasi	:	energi minimum yang diperlukan untuk melepaskan suatu elektron dari sebuah atom atau ion
Golongan	:	lajur vertikal dalam sistem periodik unsur
Jari-jari atom	:	jarak antara inti dengan elektron pada kulit terluar
Keelektronegatifan	:	perbandingan kemampuan suatu atom terhadap atom lain di dalam molekul untuk menarik elektron
Oksidator	:	unsur yang dapat mengoksidasi unsur lainnya
Orbital	:	volume dalam ruang di mana terdapat probabilitas tinggi menemukan elektron.
Periode	:	lajur mendatar dalam sistem periodik unsur

Prinsip Aufbau	:	aturan pengisian elektron dalam orbital yang menyatakan bahwa elektron di dalam atom akan menempati terlebih dahulu orbital yang berenergi rendah kemudian ke tingkat energi yang lebih tinggi
Prinsip Larangan Pauli	:	aturan pengisian elektron dalam orbital yang menyatakan tidak ada elektron di dalam atom yang sama keempat bilangan kuantumnya
Reduktor	:	unsur yang dapat mereduksi unsur lainnya

Daftar Pustaka

Bailar, J.C. et al. (1989). *Chemistry*. San Diego: Harcourt Brave Jovanovich, Inc.

Brady, J.E. (1982). *General Chemistry*, 3rd. New York: Mac Millan Publishing Co, Inc.

Cotton, FA and Wilkinson, G. (1976). *Basic Inorganic Chemistry*. New York: John Wiley & Sons, Inc.

Huhey, J.E. *Inorganic Chemistry Principles of Structure and Reactivity*, 3rd. London: Harper International SLED.

Lee, J.D. *A New Concise Inorganic Chemistry, 3rd*. England: Van Nostrand Reinhold (UK) Co, Ltd.

Liptrat, G.F. *Modern Inorganic Chemistry*, 1st Ed. London: Mills & Boon Ltd.