



REPUBLIK INDONESIA
KEMENTERIAN HUKUM DAN HAK ASASI MANUSIA

SURAT PENCATATAN CIPTAAN

Dalam rangka perlindungan ciptaan di bidang ilmu pengetahuan, seni dan sastra berdasarkan Undang-Undang Nomor 28 Tahun 2014 tentang Hak Cipta, dengan ini menerangkan:

Nomor dan tanggal permohonan : EC00202029578, 27 Agustus 2020

Pencipta

Nama : **Dr. Yerimadesi, S. Pd., M. Si, Dr. Andromeda, M. Si**

Alamat : Komp. Singgalang Blok B3 No. 7 RT 001 RW 005, Batang Kabung, Koto
Tengah, Padang, Indonesia, Padang, Sumatera Barat, 25172

Kewarganegaraan : Indonesia

Pemegang Hak Cipta

Nama : **LP2M Universitas Negeri Padang**

Alamat : Jl. Prof. Dr. Hamka Air Tawar, Padang Kec. Padang Utara, Kota Padang,
Padang, Sumatera Barat, 25131

Kewarganegaraan : Indonesia

Jenis Ciptaan : **Modul**

Judul Ciptaan : **Struktur Atom Dan Sistem Periodik Unsur**

Tanggal dan tempat diumumkan untuk pertama kali di : 8 November 2019, di Jakarta
wilayah Indonesia atau di luar wilayah Indonesia

Jangka waktu perlindungan : Berlaku selama 50 (lima puluh) tahun sejak Ciptaan tersebut pertama kali
dilakukan Pengumuman.

Nomor pencatatan : 000201648

adalah benar berdasarkan keterangan yang diberikan oleh Pemohon.

Surat Pencatatan Hak Cipta atau produk Hak terkait ini sesuai dengan Pasal 72 Undang-Undang Nomor 28 Tahun 2014 tentang Hak Cipta.



a.n. MENTERI HUKUM DAN HAK ASASI MANUSIA
DIREKTUR JENDERAL KEKAYAAN INTELEKTUAL

Dr. Freddy Harris, S.H., LL.M., ACCS.
NIP. 196611181994031001

LAMPIRAN PENCIPTA

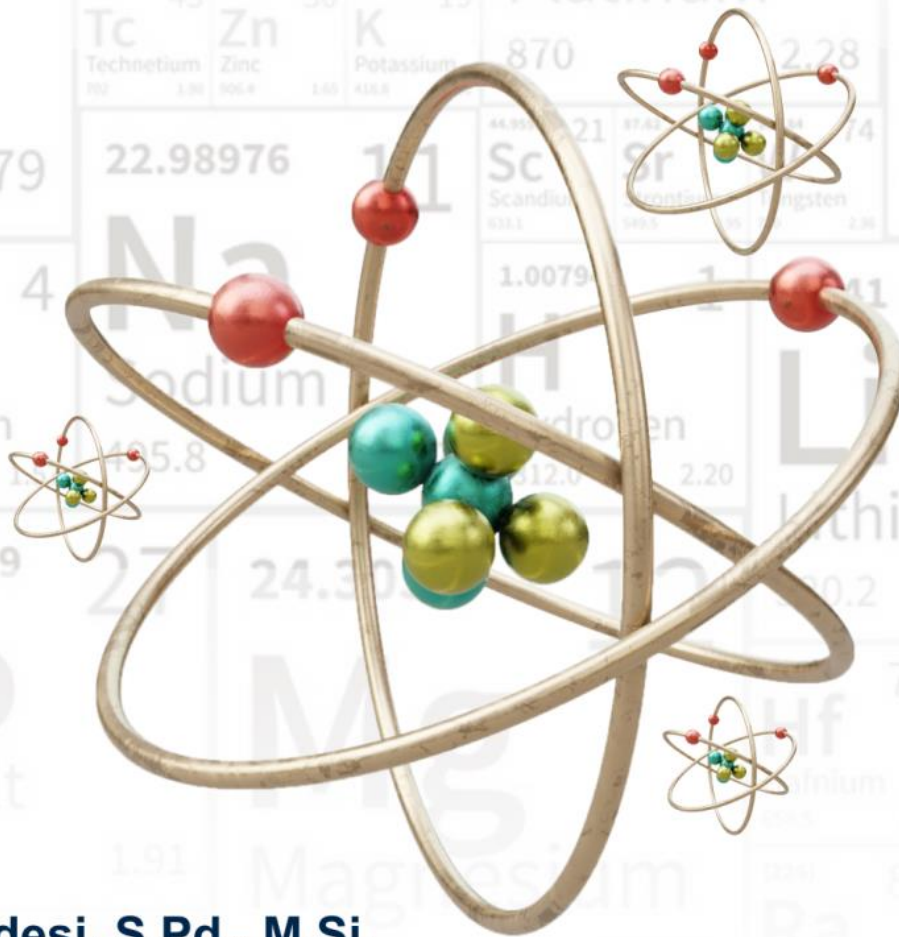
No	Nama	Alamat
1	Dr. Yerimadesi, S. Pd., M. Si	Komp. Singgalang Blok B3 No. 7 RT 001 RW 005, Batang Kabung, Koto Tengah, Padang, Indonesia
2	Dr. Andromeda, M. Si	Jalan Cendrawasih No. 24 Air Tawar Barat, Padang, Indonesia
3	Prof. Dr. Minda Azhar, M. Si	Jalan Malang Blok E3 No. 15 RT 004 RW 015 Wisma Indah Siteba Nanggalo, Padang, Indonesia
4	Dra. Iryani, M. S	Pondok Pratama I Blok B No. 14 RT 002 RW 018, Lubuk Buaya, Koto Tengah, Padang, Indonesia
5	Dr. Mawardi, M. Si	Jalan Mustang No. 14A, RT 002 RW 003, Dadok Tunggul Hitam, Koto Tengah, Padang, Indonesia
6	Hesty Parbuntari, S. Pd., M. Sc	Jalan Sosial No. 60, RT 11 RW 03, Gunung Gajah, Lahat, Sumatera Selatan, Indonesia





No. Kode: DAR2/PROFESIONAL/187/1/2019
PENDALAMAN MATERI KIMIA

STRUKTUR ATOM & SISTEM PERIODIK UNSUR



Penulis:

Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si.

Dr. Andromeda, M.Si.

Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si.

Dra. Iryani, M.S.

Dr. Mawardi, M.Si.

Hesty Parbuntari, S.Pd., M.Sc.

MODUL

1



No Kode: DAR2/Profesional/187/1/2019

PENDALAMAN MATERI KIMIA

MODUL 1

STRUKTUR ATOM DAN SISTEM PERIODIK UNSUR

Penulis:

Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si. (Universitas Negeri Padang)
Dr. Andromeda, M.Si. (Universitas Negeri Padang)
Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si. (Universitas Negeri Padang)
Dra. Iryani, M.S. (Universitas Negeri Padang)
Dr. Mawardi, M.Si. (Universitas Negeri Padang)
Hesty Parbuntari, S.Pd., M.Sc. (Universitas Negeri Padang)

Editor:

Prof. Dr. Suyatno, M.Si. (Universitas Negeri Surabaya)
Dr. paed. Nurma Yunita Indriyanti, M.Si., M.Sc. (Universitas Sebelas Maret)

KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN
2019

KATA PENGANTAR

Segala puji bagi Allah SWT yang telah memberikan rahmat dan hidayah-Nya kepada penulis sehingga dapat menyelesaikan modul *hybrid learning* bidang studi kimia yang berjudul “**Struktur Atom dan Sistem Periodik Unsur**”. Modul ini terdiri dari 4 Kegiatan Belajar (KB). KB-1, perkembangan teori atom; KB-2 atom, molekul dan ion; KB-3, sistem periodik unsur; dan KB-4, sifat keperiodikan unsur. Isi pada setiap KB adalah pendahuluan, inti, dan penutup. Pada bagian pendahuluan modul setiap KB dijelaskan deskripsi singkat dan relevansi dari materi kimia, serta petunjuk belajar. Pada bagian inti dijelaskan capaian pembelajaran, pokok-pokok materi, uraian materi, contoh/non contoh/ilustrasi, dan forum diskusi. Bagian penutup berisi rangkuman, tes formatif, dan daftar pustaka. Pada bagian akhir KB-4 terdapat tes sumatif dan kunci tes formatif KB-1 sampai KB-4.

Tujuan penyusunan modul *hybrid learning* adalah untuk mewujudkan pembelajaran jarak jauh yang efektif dan efisien bagi guru-guru peserta PPG. Modul ini baru dapat digunakan jika peserta terhubung internet dalam bentuk pembelajaran *online* atau sebutan lainnya dalam-jaringan (daring). Melalui cara ini diharapkan para peserta PPG Dalam Jabatan mengikuti rangkaian program kegiatan yang telah dijadwalkan dengan tidak meninggalkan tugas mengajar.

Modul ini disusun berdasarkan panduan penyusunan bahan ajar program PPG dalam jabatan yang diterbitkan oleh Direktorat Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan bekerja sama dengan Direktorat Jenderal Pembelajaran dan Kemahasiswaan Kementerian Riset Teknologi dan Pendidikan Tinggi Republik Indonesia tahun 2019. Dalam penyusunan modul ini penulis memperoleh banyak dukungan, bimbingan dan arahan dari berbagai pihak. Pada kesempatan ini disampaikan ucapan terima kasih kepada Bapak Prof. Dr. Suyatno, M.Si., dari Universitas Negeri Surabaya dan Ibu Dr. Paed Nurma Yunita Insdriyanti, M.Si., M.Sc. dari Universitas Sebelas Maret sebagai penyelia bidang kimia, Direktorat Pembinaan Guru Pendidikan Menengah dan Pendidikan Khusus, Direktorat Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan, Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan yang telah mendanai seluruh kegiatan, serta semua pihak yang telah membantu dalam menyelesaikan penyusunan modul *hybrid learning* ini. Semoga dukungan, bimbingan dan arahan yang diberikan menjadi amal ibadah serta mendapat balasan kebaikan dari Allah.

Tim penulis modul berharap semoga modul *hybrid learning* ini bermanfaat untuk meningkatkan kualitas pembelajaran kimia para guru peserta PPG Dalam Jabatan. Akhir kata, diharapkan kritik dan saran dari para pembaca demi kesempurnaan modul ini. Terimakasih.

Padang, November 2019

Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR	ii
DAFTAR ISI	iii
DAFTAR GAMBAR	v
DAFTAR TABEL	viii
KEGIATAN BELAJAR 1	1
PERKEMBANGAN TEORI ATOM	1
A. Pendahuluan	1
1. Deskripsi Singkat	1
2. Relevansi	1
3. Petunjuk Belajar	2
B. Inti	3
1. Capaian Pembelajaran	3
2. Pokok-pokok Materi	4
3. Forum Diskusi	33
C. Penutup	34
1. Rangkuman	34
2. Tes Formatif	36
Daftar Pustaka	43
KEGIATAN BELAJAR 2	42
ATOM, MOLEKUL, DAN ION	42
A. Pendahuluan	42
1. Deskripsi Singkat	42
2. Relevansi	43
3. Petunjuk Belajar	43
B. Inti	44
1. Capaian Pembelajaran	44
2. Pokok-pokok Materi	44
3. Uraian Materi	45
C. Penutup	65
1. Rangkuman	65
2. Tes Formatif	66

Daftar Pustaka	71
KEGIATAN BELAJAR 3	72
SISTEM PERIODIK UNSUR.....	72
A. Pendahuluan.....	72
1. Deskripsi Singkat	72
2. Relevansi.....	73
3. Petunjuk Belajar.....	74
B. Inti	75
1. Capaian Pembelajaran.....	75
2. Pokok-pokok Materi	76
3. Uraian Materi	76
4. Forum Diskusi.....	100
C. Penutup	101
1. Rangkuman	101
2. Tes Formatif.....	102
Daftar Pustaka	107
KEGIATAN BELAJAR 4	111
SIFAT-SIFAT KEPERIODIKAN UNSUR.....	111
A. Pendahuluan.....	111
1. Deskripsi Singkat	111
2. Relevansi.....	112
3. Petunjuk Belajar.....	113
B. Inti	115
1. Capaian Pembelajaran.....	115
2. Pokok-pokok Materi	115
3. Uraian Materi	115
4. Forum Diskusi.....	135
C. Penutup	136
1. Rangkuman	136
2. Tes Formatif.....	137
Daftar Pustaka	141
Tugas Akhir.....	142

DAFTAR GAMBAR

Gambar	Halaman
1. (a) massa zat sebelum reaksi, (b) zat saat reaksi, (c) massa zat setelah reaksi	5
2. Hukum Perbandingan Tetap.....	7
3. Hukum Perbandingan Berganda..	7
4. Model Atom Dalton	8
5. Tabung Sinar Katoda	9
6. Percobaan Sinar Katoda.....	10
7. Percobaan Tetesan Minyak Millikan	11
8. Model Atom Thomson.....	12
9. Percobaan Lempeng Emas Rutherford	13
10. Pemandangan yang Diperbesar dari Partikel α yang Menembus dan Dibelokkan oleh Inti	13
11. Model Atom Rutherford	14
12. Frekuensi dan Panjang Gelombang.....	16
13. Amplitudo (Intensitas) Gelombang.....	17
14. Wilayah Spektrum Elektromagnetik.....	18
15. Spektrum Atom Hidrogen.....	19
16. Spektrum Hidrogen.....	20
17. Tingkatan Energi dalam Atom Hidrogen.....	21
18. (a) Model Atom Bohr, (b) Tingkat Energi Bohr.....	22
19. Garis Emisi Hidrogen	22
20. Proses Absorpsi dan Emisi.....	23
21. Lintasan Gelombang dari Elektron	24
22. Gambaran Distribusi Kerapatan Elektron.....	25
23. Orbital 1s, 2s dan 3s dalam Atom Hidrogen.....	27
24. . Orbital 2p	27
25. Orbital 3d	27
26. Orbital 4f.....	27

27. Spin Elektron	28
28. Urutan Konfigurasi Elektron Berdasarkan Aturan Aufbau.....	29
29. Partikel Penyusun Atom	45
30. Notasi Nomor Massa dan Nomor Atom suatu Atom.....	48
31. Rumus Molekul, Rumus Struktur dan Model untuk Keempat Moleku	50
32. Rumus Empiris H ₂ O ₂	51
33. (a) struktur NaCl padat. (b) kation-kation tersentuh pada anion-anion. (c) Kristal NaCl	52
34. Ion Monoatomik yang Umum Dijumpai Disusun Menurut Letaknya dalam Tabel Periodik. Perhatikan ion Hg ₂ ²⁺ mengandung dua atom	54
35. Isotop Atom Hidrogen	55
36. Ion kelompok utama dan konfigurasi elektron gas mulia.	58
37. Rak Buku Perpustakaan	76
38. Johann W Dobereiner	77
39. John A.R Newlands	78
40. Dimitri Mendeleev	79
41. Pengulangan Sifat Unsur-Unsur	80
42. Eka-aluminium.....	82
43. Eka-silikon	83
44. Henry G. J. Moseley,	87
45. Tabel Periodik Modern	88
46. (a) Contoh Logam dan (b) Contoh Non Logam.....	89
47. Distribusi Logam, Bukan Logam, dan Metalloid Diantara Unsur-Unsur Dalam Table Periodik	89
48. Orbital p _x , p _y , dan p _z	92
49. Orbital d _{xy} , d _{xz} , d _{yz} , d _{x²-y²} , dan d _{z²}	93
50. Konfigurasi Elektron Unsur-unsur pada Keadaan Dasar.....	93
51. Penggolongan Unsur-unsur.....	95
52. Klasifikasi Golongan Unsur-unsur Berdasarkan Jenis Subkulit Terluar	98
53. Jari-jari atom	116

54. Jari-jari Atom dan Ion dalam Tabel Periodik, nilainya dinyatakan dalam pikometer.	118
55. Perubahan ukuran atom ketika memperoleh atau melepaskan elektron untuk membentuk ion.....	118
56. Jari-jari atom dari unsur golongan utama dan transisi	119
57. Ukuran kation dan anion. Jari-jari, dalam angstrom, golongan atom dan ion untuk lima golongan unsur yang representatif.....	121
58. Perbandingan Jari-Jari Atom dengan Jari-Jari Ionik. (a) Logam Alkali dan kation logam alkali.(b) Halogen dan ion halida	122
59. Kecenderungan Energi Ionisasi Pertama dari Unsur-unsur dalam Tabel Periodik	124
60. Energi Ionisasi Pertama Unsur Kelompok Utama	125
61. Kecenderungan secara Umum Energi Ionisasi (sebagai jumlah eksotermik) dalam Tabel Periodik	125
62. Grafik energi ionisasi.....	128
63. Keelektronegatifan	132

DAFTAR TABEL

Tabel	Halaman
1. Hukum Proust	6
2. Deret Spektrum	19
3. Hubungan Bilangan Kuantum.....	31
4. Contoh dan Non Contoh / Ilustrasi	31
5. Contoh Isotop.....	56
6. Contoh Isobar.....	56
7. Contoh Isoton.....	57
8. Contoh Nama Unsur Logam dan Nama Kationnya	59
9. Contoh Nama Anion dan asamnya	61
10. Contoh Nama Asam dengan Satu Atom H	62
11. Contoh dan Non Contoh / Ilustrasi untuk Atom, Ion,dan Molekul	63
12. Penggolongan Unsur Menurut Hukum Oktaf Newlands	79
13. Uraian Sifat Beberapa Unsur	80
14. Sifat eka-aluminium (Ea) yang diramalkan Mendeleev	82
15. Tabel Periodik Pertama.....	84
16. Nama Beberapa Golongan dalam Tabel Periodik.....	91
17. Konfigurasi Elektron Unsur-unsur Golongan IA dan Golongan IIA	94
18. Energi Ionisasi (kJ / mol) untuk 20 Unsur Pertama	127
19. Afinitas Elektron Beberapa Unsur Golongan Utama dan Gas Mulia	131
20. Kecenderungan Keelektronegatifan dalam Tabel Periodik	134



No Kode: DAR2/Profesional/187/1/2019

MODUL 1
STRUKTUR ATOM DAN SISTEM PERIODIK UNSUR

KEGIATAN BELAJAR 1

PERKEMBANGAN TEORI ATOM

Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si.

Dr. Andromeda, M.Si.

Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si.

Dra. Iryani, M.S.

Dr. Mawardi, M.Si.

Hesty Parbuntari, S.Pd., M.Sc.

Faizah Qurratu Aini, M.Pd.



KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN

2019

KEGIATAN BELAJAR 1

PERKEMBANGAN TEORI ATOM

A. Pendahuluan



1. Deskripsi Singkat

Pada hakikatnya semua zat kimia dibentuk oleh atom. Pemahaman manusia tentang peristiwa kimia bergantung pada perkembangan teori mengenai atom. Walaupun atom telah diperkirakan para ahli sejak lama tetapi perkembangannya tidak pesat, karena bergantung pada kemajuan ilmu lain seperti fisika, matematika dan teknologi. Para ahli hanya memperkirakan berdasarkan pengamatan di laboratorium terhadap gejala yang ditimbulkan jika suatu materi diberi perlakuan tertentu. Dari hasil percobaan tersebut para ahli kemudian mengemukakan teori tentang atom dan memperkirakan bentuk atom tersebut yang dikenal dengan sebutan model atom.

Pada Modul 1 Kegiatan Belajar 1 (M1KB1) ini akan dibahas tentang perkembangan teori atom, khususnya teori atom modern yang terdiri dari 5 model, yaitu model atom Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr dan Mekanika Gelombang. Materi pada M1KB1 ini merupakan dasar dalam mempelajari materi kimia di SMA/MA. Berdasarkan silabus mata pelajaran kimia SMA/MA kurikulum 2013 revisi 2018, materi pada M1KB1 ini merupakan materi pokok kimia kelas X semester 1 SMA/MA.



2. Relevansi

Teori atom modern merupakan teori atom yang sudah didasarkan pada percobaan-percobaan, mulai dari teori atom Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr, dan mekanika gelombang. Teori atom didasarkan pada hukum dasar kimia

(Hukum Lavoisier, Proust, dan hukum Dalton sendiri). Namun, Dalton tidak hanya dapat menjelaskan hukum dasar kimia, tetapi juga hukum penyatuan volume dan hukum Avogadro. Teori atom Thomson berdasarkan percobaan tabung sinar katoda, Teori atom Rutherford berdasarkan percobaan menembakkan sinar alfa pada suatu lempeng emas tipis, teori atom Bohr didasarkan pada spektrum atom hidrogen, dan teori atom mekanika gelombang didasarkan pada persamaan Heisenberg, hukum Einstein, dan hukum Planck. Berdasarkan pengalaman para ilmuwan tersebut, maka seyogyanya kita sebagai pendidik untuk terus menambah ilmu kita dengan selalu mengikuti perkembangan ilmu pengetahuan dan melakukan penelitian-penelitian untuk menambah wawasan dan ilmu pengetahuan.

Perkembangan teori atom merupakan dasar dalam mempelajari struktur atom dan sistem periodik unsur. Dengan mengetahui perkembangan teori atom, kita bisa mengetahui partikel-partikel penyusun suatu atom. Pemahaman hukum dasar kimia akan memudahkan kita dalam mempelajari materi stoikiometri, dan materi kimia lainnya.

Oleh sebab itu, pemahaman yang baik tentang perkembangan teori atom akan membawa pemahaman yang baik pula pada materi struktur atom dan sistem periodik unsur, serta stoikiometri. Dengan membahas materi struktur atom berarti kita akan memahami pengertian suatu atom, partikel penyusun atom, dan susunan partikel dalam suatu atom. Melalui model atom mekanika gelombang dapat dilihat bahwa susunan partikel itu menggambarkan bagaimana susunan elektron/konfigurasi elektron dari suatu unsur. Susunan elektron ini akan menggambarkan sifat suatu atom.



3. Petunjuk Belajar

Supaya proses pembelajaran berjalan dengan lancar, ikutilah langkah-langkah pembelajaran berikut ini.

- Pahamilah capaian pembelajaran, sub capaian pembelajaran, dan uraian materi pada setiap KB!
- Untuk lebih memahami materi pembelajaran, bukalah semua jenis media dan *link* media pembelajaran yang ada untuk setiap KB!
- Untuk memudahkan Anda mengingat kembali uraian materi, maka bacalah rangkuman pada KB ini!
- Kerjakanlah tes formatif yang terdapat pada KB ini untuk menguji apakah anda sudah sampai ke tujuan pembelajaran!
- Ikutilah forum diskusi dengan sungguh-sungguh karena aktivitas Anda dalam berdiskusi akan dinilai oleh instruktur!
- Jawaban Anda bisa dicek pada kunci jawaban (kunci jawaban dapat dilihat pada akhir KB 4 modul ini).
- Apabila Anda telah memperoleh nilai di atas 80, silahkan lanjut dengan kegiatan belajar 2 (M1KB2). Jika belum mencapai 80, pelajari kembali kegiatan sebelumnya. Point untuk masing-masing nilai tugas dan tes akhir sudah ada pada naskah soal. Begitu selanjutnya untuk kegiatan belajar 2. Nilai akhir kegiatan belajar untuk modul ini ditentukan oleh rata-rata nilai setiap kegiatan.

$$NA \text{ kegiatan} = \frac{KB 1 + KB 2 + KB3 + KB4}{4}$$

B. Inti



1. Capaian Pembelajaran

Menganalisis hubungan struktur atom dengan sifat-sifat keperiodikan unsur.

Setelah mempelajari modul ini, Anda diharapkan mampu menganalisis perkembangan teori atom (Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr, dan mekanika gelombang)



2. Pokok-pokok Materi

- a. Model Atom Dalton
- b. Model Atom Thomson
- c. Model Atom Rutherford
- d. Model Atom Bohr
- e. Model Atom Mekanika Gelombang



3. Uraian Materi

a. Model Atom Dalton

Apa yang dimaksud dengan atom? Bagaimana model atom menurut Dalton? Kenapa demikian? Apakah yang menjadi dasar teori atom Dalton? Untuk menjawab pertanyaan ini silahkan Anda pelajari dan pahami uraian materi berikut ini!

Pada abad ke-lima SM, seorang filsuf Yunani yang bernama Democritus mengungkapkan keyakinan bahwa semua materi terdiri atas partikel yang sangat kecil dan tidak dapat dibagi lagi, yang ia namakan *atomos* (bahasa Yunani yang berarti a = tidak, tomos = dibagi). Gagasan Democritus tidak dapat diterima oleh kebanyakan rekan-rekannya (khususnya Plato dan Aristoteles), namun gagasan itu tetap bertahan. Bukti percobaan yang diperoleh dari penyelidikan ilmiah pada waktu itu mendukung konsep “atomisme” dan secara bertahap menghasilkan definisi modern tentang unsur dan senyawa. Pada tahun 1808, seorang ilmuwan dan guru sekolah di Inggris bernama John Dalton, merumuskan definisi atom kembali dengan partikel penyusunan materi yang tidak dapat dibagi lagi (Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Jespersen *et al.*, 2012).

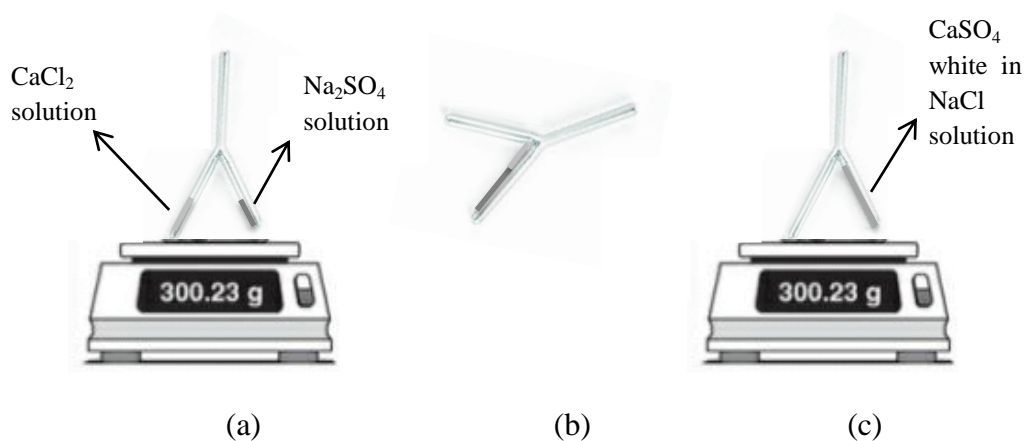
Hasil pemikiran Dalton menandai awal era modern dibidang kimia. Hipotesis tentang sifat materi yang merupakan landasan teori atom Dalton dan

dapat dirangkum sebagai berikut ini (Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen *et al.*, 2012).

- 1) Reaksi kimia hanyalah pemisahan, penggabungan, atau penyusunan ulang atom-atom; reaksi kimia tidak mengakibatkan penciptaan atau pemusnahan atom-atom.
- 2) Senyawa tersusun atas atom-atom dari dua unsur atau lebih. Dalam setiap senyawa perbandingan antara jumlah atom dari setiap dua unsur yang ada bisa merupakan bilangan bulat atau pecahan sederhana.
- 3) Unsur tersusun atas partikel yang sangat kecil, yang disebut atom. Semua atom unsur tertentu adalah identik, yaitu mempunyai ukuran, massa dan sifat kimia yang sama. Atom suatu unsur tertentu berbeda dari atom semua unsur yang lain.

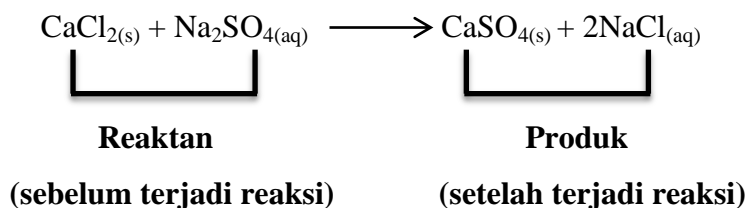
Hipotesis pertama Dalton adalah cara lain untuk menyatakan hukum Lavoisier yang dikenal dengan hukum konservasi massa (*law of conservation of mass*), yaitu bahwa "materi tidak dapat diciptakan maupun dimusnahkan. Karena materi kimia tersusun atas atom-atom yang tidak berubah dalam suatu reaksi dasar kimia, maka massa juga harus kekal" (Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen *et al.*, 2012).

Untuk lebih memahaminya, coba Anda perhatikan Gambar 1!



Gambar 1. (a) massa zat sebelum reaksi, (b) zat saat reaksi, (c) massa zat setelah reaksi

Setelah Anda melihat Gambar 1. Perhatikan persamaan dari reaksi berikut ini!



Hipotesis kedua menyatakan bahwa untuk membentuk suatu senyawa, kita tidak hanya membutuhkan atom dari unsur-unsur yang sesuai, tetapi juga jumlah yang spesifik dari atom-atom ini. Gagasan ini merupakan perluasan dari suatu hukum yang dipublikasikan pada tahun 1799 oleh seorang kimiawan Perancis **Josep Proust**. Hukum **Proust** dikenal dengan hukum perbandingan tetap (*law of definite proportion*), yang menyatakan bahwa **“Sampel-sampel yang berbeda dari senyawa yang sama selalu mengandung unsur-unsur penyusunnya dengan perbandingan massa yang sama”**. Sehingga disimpulkan bahwa:

“Perbandingan atom-atom dan unsur-unsur dalam suatu senyawa haruslah tetap” (Syukri, 1999; Chang, 2011; dan Jespersen *et al.*, 2012).

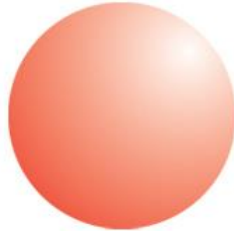
Untuk lebih memahami Hukum Proust ini, silahkan anda perhatikan Tabel 1!

Tabel 1. Hukum Proust

Massa hidrogen yang direaksikan	Massa oksigen yang direaksikan	Massa air yang terbentuk	Sisa hidrogen atau oksigen	Perbandingan hidrogen: oksigen yang bereaksi
1 gram	8 gram	9 gram	-	1 : 8
2 gram	8 gram	9 gram	1 gram hidrogen	1 : 8
1 gram	9 gram	9 gram	1 gram oksigen	1 : 8
2 gram	16 gram	18 gram	-	1 : 8

Untuk lebih memahami Hipotesis Dalton yang terakhir, coba Anda perhatikan Gambar 2!

Berdasarkan ketiga hukum dasar kimia di atas Dalton menggambarkan model atom seperti Gambar 4



Gambar 4. Model Atom Dalton (Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen *et al.*, 2012)

Dalton menyatakan bahwa atom adalah partikel terkecil materi yang tidak dapat dibagi lagi dan menggambarkan model atom seperti pada Gambar 4. Model atom Dalton juga memiliki kelemahan diantaranya sebagai berikut ini ((Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen *et al.*, 2012).

- 1) Dalton menyatakan bahwa atom tidak dapat dibagi lagi, kini telah dibuktikan bahwa atom terbentuk dari partikel dasar (yang lebih kecil dari atom) yakni elektron, proton dan neutron.
- 2) Menurut Dalton, atom tidak dapat diciptakan maupun dimusnahkan. Ternyata dengan reaksi nuklir suatu atom dapat diubah menjadi atom unsur lain.
- 3) Dalton menyatakan bahwa atom suatu unsur sama dalam segala hal. Sekarang ternyata ada isotop, yaitu atom unsur yang sama tetapi massanya berbeda.
- 4) Perbandingan unsur dalam satu senyawa menurut Dalton adalah bilangan bulat sederhana. Tetapi kini semakin banyak ditemukan senyawa dengan perbandingan yang tidak sederhana, misalnya $C_{18}H_{35}O_2Na$

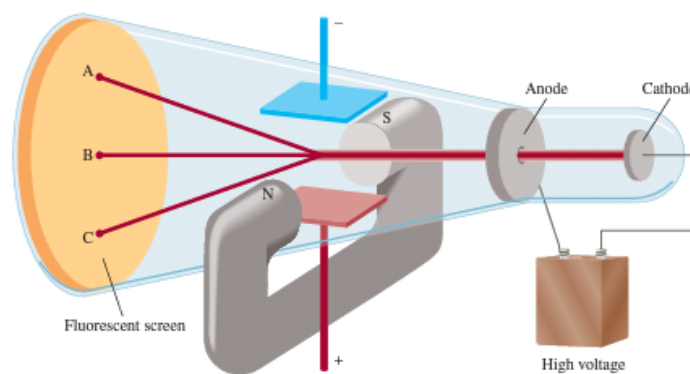
Teori atom Dalton merupakan tonggak sejarah dalam kemajuan ilmu kimia. Ia yang mula-mula melahirkan teori berdasarkan percobaan, maka ia disebut sebagai bapak ilmu kimia.

b. Model Atom Thomson

Kenapa muncul teori atom Thomson? Apa kelemahan dari atom Dalton? Bagaimanakah penemuannya? Apa yang menjadi dasar munculnya teori atom Thomson?. Untuk menjawab permasalahan ini silahkan baca, pelajari, dan pahami uraian materi berikut ini!

Model atom Thomson berdasarkan kepada percobaan tabung sinar katoda (perhatikan Gambar 5). Tabung itu berupa tabung kaca yang sebagian besar udaranya sudah disedot keluar. Ketika dua lempeng logam dihubungkan dengan sumber tegangan tinggi, lempeng yang bermuatan negatif, disebut katoda, memancarkan sinar yang tidak terlihat. Sinar katoda ini tertarik ke lempeng bermuatan positif, yang disebut anoda. Sinar itu akan melalui suatu lubang dan terus merambat menuju ujung tabung yang satunya. Ketika sinar ini menumbuk permukaan yang telah dilapisi secara khusus, sinar katoda tersebut menghasilkan pendaran yang kuat, atau cahaya yang terang (Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen *et al.*, 2012)

Perhatikanlah Gambar 5!

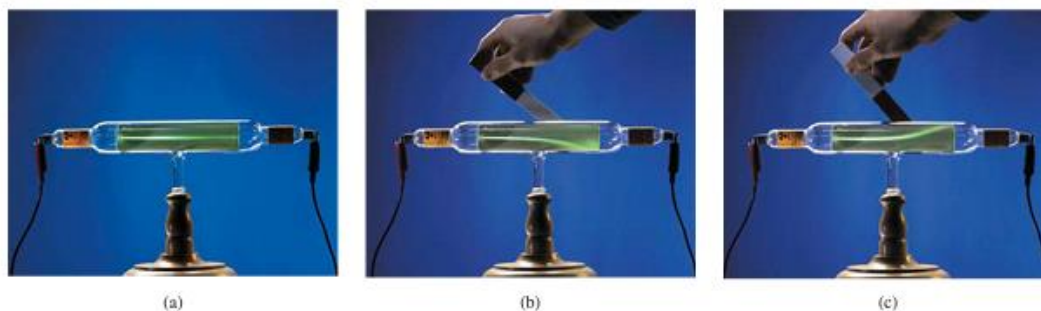


Gambar 5. Tabung Sinar Katoda (Chang, 2011).

Golstein, pada tahun 1886, membuat alat yang mirip tabung Crookes. Katoda dibuat berlubang dan diletakkan agak ke dalam (perhatikan Gambar 6). Tabung diisi gas hidrogen bertekanan rendah. Setelah dialirkan listrik

menghasilkan dua macam sinar. Pertama, sinar katode (elektron) yang bergerak dari katode ke anode. Kedua, sinar yang bergerak ke katode dan sebagian masuk ke dalam lobang (saluran) sehingga disebut juga sinar saluran.

Perhatikanlah Gambar 6!



Gambar 6. Percobaan Sinar Katoda (Chang, 2011).

Setelah William Crookes menemukan tabung katode yang lebih baik pada tahun 1898, maka penelitian sinar katode dilanjutkan oleh Joseph John Thomson yang mendapati bahwa sinar katode sebenarnya adalah materi yang ukurannya sangat kecil karena dapat memutar baling-baling yang dipasang diantara anode dan katode. Dari penelitian tersebut J.J Thomson menemukan muatan elektron, yaitu sebesar $1,76 \times 10^8$ coulomb/gram (Syukri, 1999).

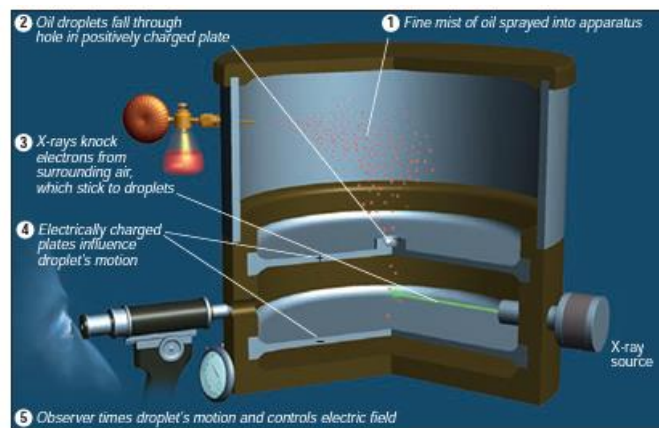
Penyelidikan lebih lanjut mengenai elektron dilakukan oleh Robert A. Millikan antara tahun 1908-1917 yang dikenal dengan percobaan tetes minyak Millikan. Dari percobaan tersebut Millikan berhasil menemukan muatan setiap tetes minyak, dimana muatan-muatan minyak tersebut merupakan kelipatan dari bilangan yang sangat kecil, yaitu $1,6022 \times 10^{-19}$ C. Berdasarkan hasil percobaan Millikan, disimpulkan bahwa muatan 1 elektron $1,6022 \times 10^{-19}$ C, dan harga muatan tersebut dapat dihitung massa satu elektron:

$$\text{Massa satu elektron} = \frac{\text{muatan}}{\text{muatan/gram}} = \frac{1,6022 \times 10^{-19} \text{ C}}{1,76 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9,10 \times 10^{-28} \text{ gram (Chang, 2011).}$$

Untuk lebih memahami percobaan ini silahkan dilihat Gambar 7 dan video percobaan tetes minyak Millikan pada link <https://youtu.be/UFiPWv03f6g>.

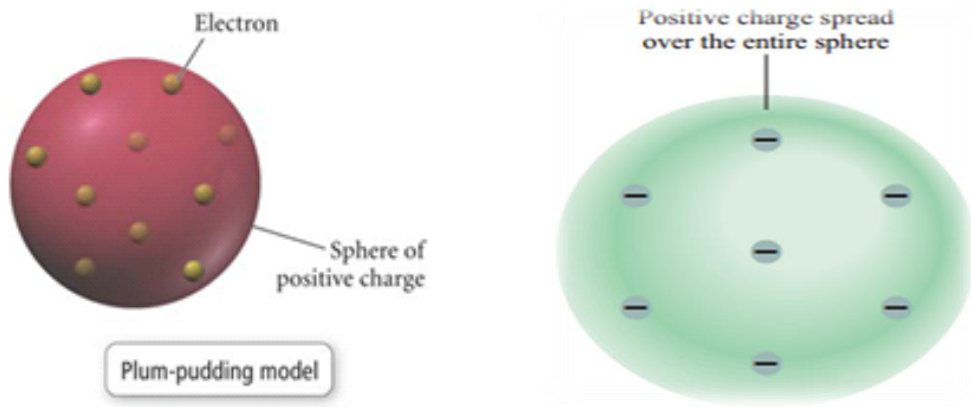
Dengan memperhatikan percobaan tabung sinar katoda apakah saudara sudah memahami model atom Thomson? Partikel apakah yang ditemukan oleh Thomson? Pada percobaan Goldstein timbul pertanyaan dari mana asal dan bagaimana cara terbentuknya sinar positif?

Perhatikanlah Gambar 7 percobaan tetes minyak Millikan berikut ini!



Gambar 7. Percobaan Tetesan Minyak Millikan (Silberberg, 2009)

Dari hasil percobaan tersebut, J.J Thomson berkesimpulan bahwa sinar katode merupakan partikel penyusun atom (partikel sub-atom) yang bermuatan negatif ($1,6022 \times 10^{-19}$ C) dan mempunyai massa $9,10 \times 10^{-28}$ gram, dan selanjutnya oleh Stoney diusulkan nama elektron. Berdasarkan penalaran seperti ini, akhirnya Thomson (1898) merumuskan teori yang disebut model atom Thomson “Atom merupakan sebuah bola kecil bermuatan positif dan dipermukaannya tersebar elektron yang bermuatan negatif”. Model atom Thomson dapat digambarkan seperti Gambar 8 (Syukri, 1999; (Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen *et al.*, 2012).



Gambar 8. Model Atom Thomson (Chang, 2011 dan Tro, 2011)

Namun, apakah dapat diketahui bagaimana susunan muatan positif dan negatif dalam atom? Inilah yang tidak dapat dijelaskan oleh Thomson.

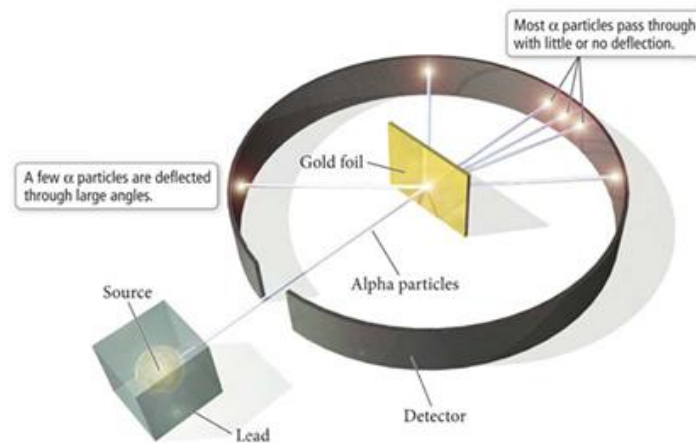
c. Model Atom Rutherford

Kenapa muncul model atom Rutherford? Pernahkah Anda melihat lintasan tata surya? Matahari merupakan pusat/inti dari tata surya, ini seperti yang diasumsikan oleh Rutherford mengenai sesuatu di dalam atom. Mengapa model atom Rutherford dapat digambarkan seperti sistem tata surya? Bagaimanakah model atom menurut Rutherford? Untuk menjawab permasalahan ini silahkan baca, pelajari, dan pahami uraian materi berikut ini.

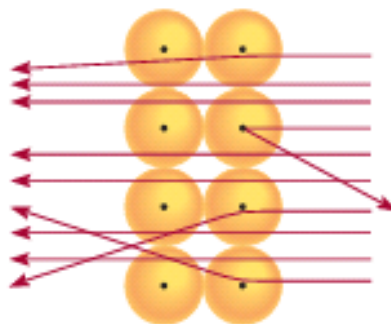
Teori atom Thomson tidak dapat menjelaskan kedudukan elektron dalam atom, hanya menyatakan berada dipermukaan, karena ditarik oleh muatan positifnya. Akan tetapi mengapa elektron lepas bila diberi energi, seperti tegangan listrik atau ditabrak partikel lain? Hal ini mendorong para ahli mencari teori (model) atom yang lebih memuaskan. Akan tetapi hal ini tidak terlepas dari penemuan lainnya, seperti sinar radioaktif (Syukri, 1999).

Pada tahun 1910, seorang fisikawan Selandia Baru Ernest Rutherford, yang sebelumnya belajar bersama Thomson di Cambridge University, memutuskan untuk menggunakan partikel α untuk mengetahui struktur atom.

Bersama rekannya Hans Geiger dan mahasiswanya yang bernama Ernest Marsden, Rutherford melakukan serangkaian percobaan dengan menggunakan lembaran emas yang sangat tipis dan logam lainnya sebagai sasaran untuk partikel α yang berasal dari sebuah sumber radioaktif (Gambar 9). Dari hasil percobaan terlihat sebagian besar partikel alfa menembus lembaran tanpa membelok dan hanya sedikit membelok. Sebagian partikel α yang dipantulkan seperti terlihat pada Gambar 10 (Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen *et al.*, 2012).



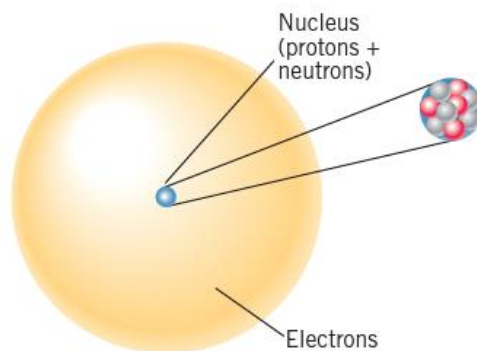
Gambar 9. Percobaan Lempeng Emas Rutherford (Tro, 2011)



Gambar 10. Pemandangan yang Diperbesar dari Partikel α yang Menembus dan Dibelokkan oleh Inti (Chang, 2011)

Setelah Anda mempelajari dan memahami uraian materi dan beberapa gambar di atas. Apakah sinar alfa dapat menembus lembaran tipis logam emas? Mengapa?. Apakah sinar alfa dapat dipantulkan? Mengapa ?. Apakah sinar alfa dapat dibelokkan? Mengapa?. Apakah atom memiliki partikel lain, selain proton dan elektron? Bagaimana muatannya?

Rutherford menjelaskan, bahwa partikel alfa banyak yang dapat menembus lempeng emas disebabkan oleh atom yang mengandung banyak ruang hampa. Sinar alfa akan membelok bila mendekati inti (*nucleus*), karena saling tolak menolak. Kejadian ini sedikit jumlahnya karena ukuran inti atom sangat kecil dibandingkan dengan ruang hampunya. Jika ada partikel alfa yang menabrak inti, maka sinar alfa akan memantul walaupun tidak 180° . Tumbukan langsung ini sangat kecil kemungkinannya, maka jumlah sinar alfa yang memantul kecil sekali. Elektron tidak mempengaruhi arah sinar alfa karena elektron sangat kecil dan ringan. Partikel-partikel bermuatan positif dalam atom disebut proton dengan massa $1,67262 \times 10^{-24}$. Berdasarkan percobaan tersebut Rutherford merumuskan teori atom yang disebut model atom Rutherford “atom terdiri dari inti yang bermuatan positif yang merupakan terpusatnya massa. Di sekitar inti terdapat elektron yang bergerak mengelilinginya dalam ruang hampa” (Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen *et al.*, 2012). Percobaan sinar alfa dapat dilihat pada link <https://youtu.be/fNwfYIv2PxA> dan gambar model atom Rutherford dapat dilihat pada Gambar 11.



Gambar 11. Model Atom Rutherford (Jespersen *et al.*, 2012)

Jika elektron bergerak mengelilingi inti apakah energi akan berkurang? Bagaimanakah energi yang dimaksud? Inilah yang tidak dapat dijelaskan oleh Rutherford.

d. Model Atom Bohr

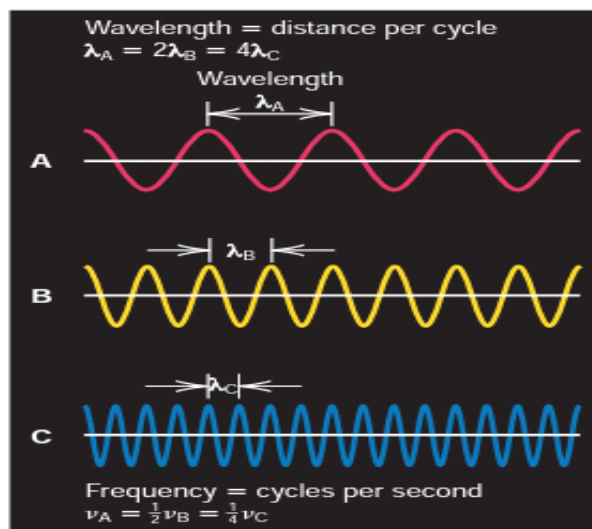
Jika menurut Rutherford atom seperti tata surya, lalu bagaimanakah pergerakan di tata surya pada masing-masing planet? Nah, jika dilihat dari gambar planet-planet dapat bergerak pada lintasan tertentu (orbit). Hal ini yang diasumsikan oleh Niels Bohr mengenai atom. Bagaimanakah model atom menurut Niels Bohr? Untuk menjawab permasalahan ini silahkan baca, pelajari, dan pahami uraian materi berikut ini!

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

- 1) Atom terdiri atas inti bermuatan positif.
- 2) Elektron bergerak mengelilingi inti atom dalam lintasan atau orbit tertentu.
- 3) Lintasan yang diperlukan adalah lintasan dimana momentum sudut elektron merupakan kelipatan dari $\frac{h}{2\pi}$ dengan h ialah tetapan Planck. Lintasan ini disebut “lintasan kuantum”.
- 4) Karena momentum sudut elektron (massa = m) yang bergerak dengan kecepatan v dengan jari-jari r adalah $m v r$ maka,
$$m v r = n \frac{h}{2\pi} \quad (n = 1, 2, 3, \dots)$$
- 5) Bila elektron bergerak dalam salah satu lintasan kuantumnya, maka elektron tidak akan memancarkan energi. Elektron dalam lintasan ini berada dalam keadaan *stasioner* atau dalam tingkat energi tertentu.
- 6) Bila elektron pindah dari tingkat energi E_1 ke tingkat energi E_2 yang lebih rendah, maka akan terjadi radiasi energi sebanyak,
$$E_1 - E_2 = h \nu \quad (\text{Syukri, 1999; Achmad, 2001}).$$

Atom mempunyai sifat listrik, serta dapat menyerap atau memancarkan cahaya. Maxwell (1873) menyatakan bahwa cahaya adalah gelombang elektromagnetik, yaitu gelombang listrik dan magnet yang bergerak bersamaan menuju satu arah, tetapi dalam bidang gelombang yang saling tegak lurus. Satu gelombang selalu mempunyai frekuensi (ν), kecepatan (c), dan panjang gelombang (λ) tertentu. Kecepatan gelombang elektromagnetik adalah tetapan ($c = 3,0 \times 10^8$ m/s) maka perbedaan satu gelombang dengan yang lainnya adalah frekuensi dan panjang gelombang. Perhatikan Gambar 12 menunjukkan, produk adalah konstan. Dengan demikian, masing-masing istilah memiliki hubungan timbal balik satu sama lain: radiasi dengan frekuensi tinggi memiliki panjang gelombang yang pendek, dan begitu juga sebaliknya (Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen *et al.*, 2012). Untuk lebih memahami model atom Bohr, maka dapat dilihat video pada link <https://youtu.be/fm2C0ovz-3M>.

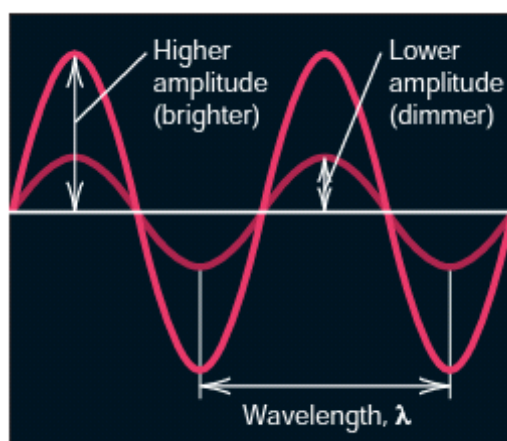
Perhatikanlah Gambar 12!



Gambar 12. Frekuensi dan Panjang Gelombang (Silberberg, 2009)

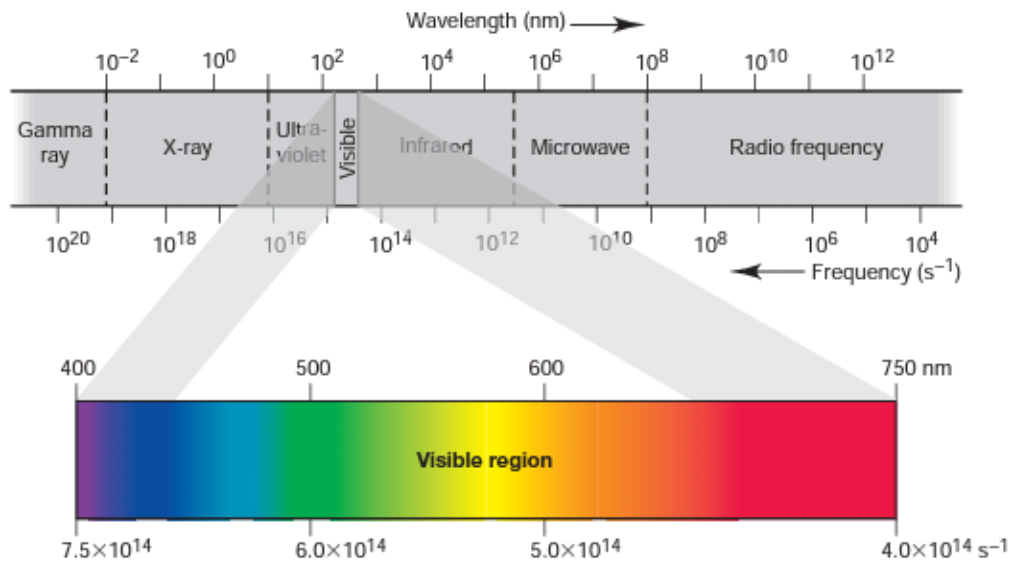
Dari Gambar 12 terlihat tiga gelombang dengan panjang berbeda (λ) dan frekuensi yang berbeda (ν). Perhatikan bahwa ketika panjang gelombang berkurang, frekuensi meningkat, dan sebaliknya. Karakteristik lain dari gelombang adalah amplitudonya, ketinggian puncak (kedalaman lembah) dari

setiap gelombang (Gambar 13). Amplitudo gelombang elektromagnetik adalah ukuran kekuatan medan listrik dan magnetnya. Dengan demikian, amplitudo berkaitan dengan intensitas radiasi, yang dianggap sebagai kecerahan dalam kasus cahaya tampak. Cahaya warna tertentu, misalnya mesin pemadam kebakaran, memiliki frekuensi dan panjang gelombang tertentu, tetapi bisa lebih redup (lebih rendah) (Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen *et al.*, 2012).



Gambar 13. Amplitudo (Intensitas) Gelombang (Silberberg, 2009)

Gelombang elektromagnetik mempunyai λ bervariasi, mulai dari beberapa nm ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$) sampai beberapa m. Gelombang elektromagnetik yang diuraikan menurut panjang gelombangnya disebut spektrum. Berdasarkan daerahnya, spektrum sinar dapat dibagi atas sinar gamma (0,2 – 10 nm), sinar X (10 – 100 nm), ultraviolet (100 – 400 nm), sinar tampak (400 – 700 nm), infra merah (700 – 20.000 nm), gelombang mikro (0,1 – 10 nm), dan gelombang radio (0,01 – 10 m). Perhatikan Gambar 14!

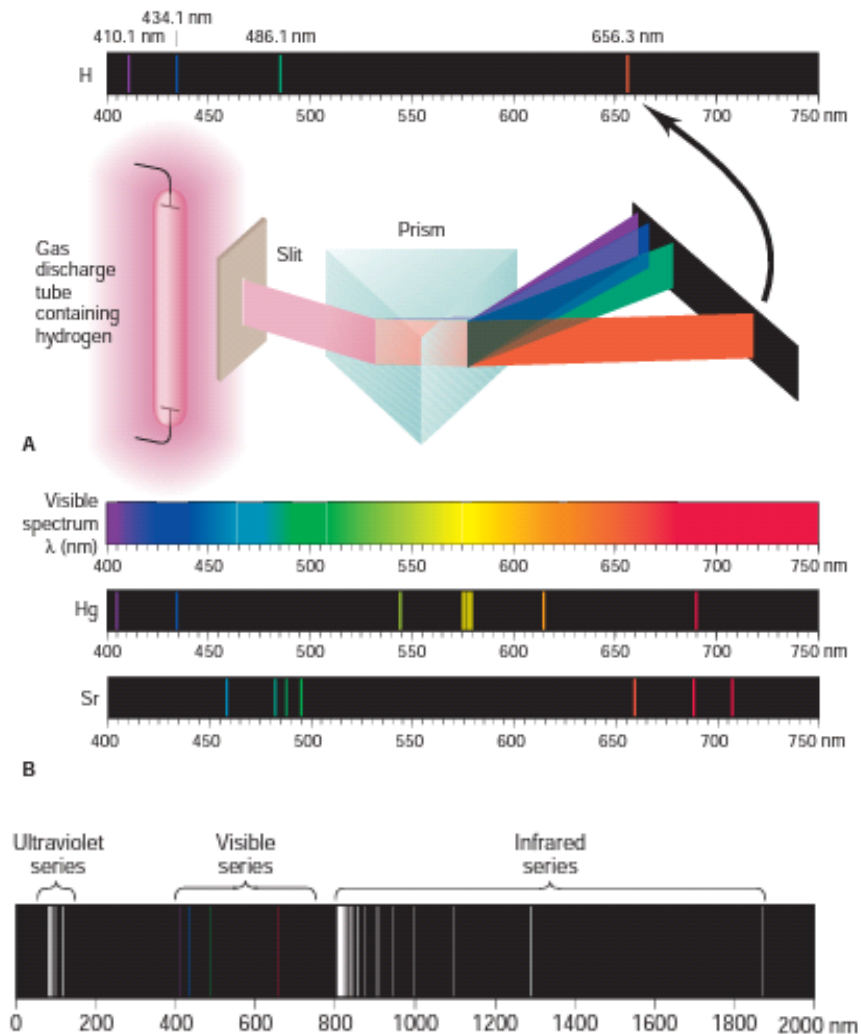


Gambar 14. Wilayah Spektrum Elektromagnetik (Silberberg, 2009)

Dari Gambar 14 terlihat spektrum sinar dapat dihasilkan jika cahaya melalui sebuah prisma, karena tiap gelombang akan membelok dengan sudut tertentu. Contoh seberkas cahaya matahari yang melewati prisma akan terurai menjadi tujuh warna: merah, jingga, kuning, hijau, biru, nila lembayung. Setiap warna mempunyai panjang gelombang tertentu. Hal ini terlihat pada pelangi, sebab tetesan hujan bertindak sebagai prisma kecil dan menguraikan cahaya matahari yang menembusnya.

Atom hidrogen hanya mempunyai satu elektron sehingga spektrumnya paling sederhana dibandingkan spektrum unsur lain. Di daerah sinar tampak terdapat empat garis, dengan λ masing-masing 410, 432, 486, 656 nm. Disamping itu, juga terdapat garis-garis di daerah UV dan IR. Garis-garis yang berdekatan disebut **deret**, yaitu deret Lyman, Balmer, Paschen, Bracket, dan Pfund. Penjelasan spektrum atom hidrogen: Lyman, Balmer, Paschen, dan deret lainnya (Bracket, dan Pfund) pada daerah tidak tampak dapat dilihat Tabel 2 dan Gambar 16 (Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen *et al.*, 2012).

Perhatikanlah Gambar 15 (spektrum atom hidrogen)!

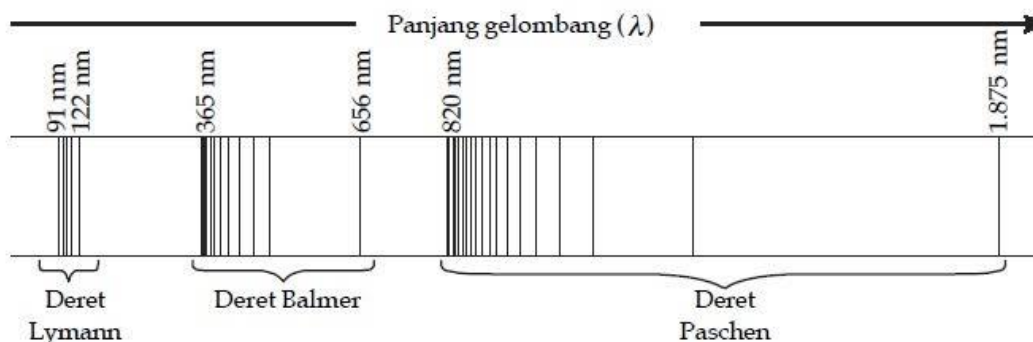


Gambar 15. Spektrum Atom Hidrogen (Silberberg, 2009)

Tabel 2. Deret Spektrum (Syukri, 1999)

Deret	n1	n2 (dalam daerah UV)
Lyman	1	2, 3, 4,
Balmer	2	3, 4, 5,
Paschen	3	4, 5, 6,
Bracket	4	5, 6, 7,
Pfund	5	6, 7,

Nilai n_1 dan n_2 didapat dari perhitungan semata dan bukan dari hukum dan teori, maka persamaan Rydberg disebut persamaan empiris. Hal lain yang menarik adalah jumlah garis tiap deret selalu kurang satu dari deret sebelumnya.



Gambar 16. Spektrum Hidrogen (Syukri, 1999)

Deret Lyman mempunyai energi yang lebih besar atau λ kecil, karena jarak jatuhnya lebih tinggi dari yang lain sehingga garis spektrumnya berada di daerah UV. Yang kedua, deret Balmer terdiri dari lima garis, satu di daerah UV dan yang lain di daerah tampak. Itu sebabnya spektrum hidrogen mengandung empat garis di daerah sinar tampak. Garis spektrum Paschen, Bracket, dan Pfund mempunyai energi lebih rendah, maka terletak di daerah IR. Gelombang elektromagnetik adalah gelombang yang dapat bergerak melalui ruang dan materi. Contohnya adalah gelombang cahaya.

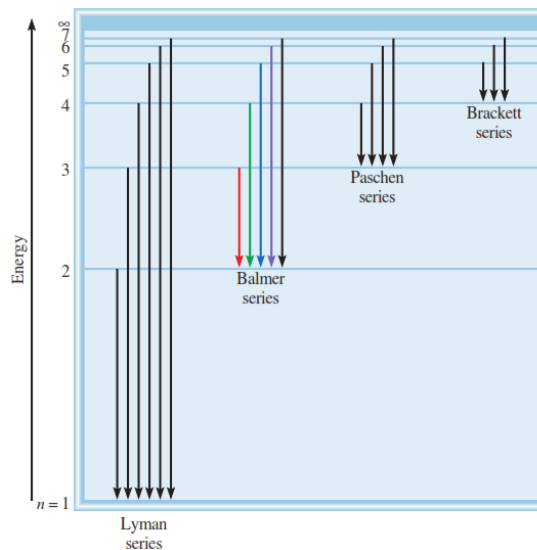
Pada saat elektron berpindah pada satu orbit ke orbit yang lain memancarkan spektrum (energi yang ditangkap layar), dimana warna menggambarkan penyerapan energi. Besarnya anergi yang dipancarkan tergantung pada panjang gelombangnya. Menurut Max Planck, terdapat hubungan antara panjang gelombang dengan energi dari suatu gelombang elektromagnetik, tetapi penjelasannya tidak berdasarkan teori fisika klasik. Menurut teori fisika klasik atom-atom dalam zat padat dapat menyerap atau memancarkan energi berapapun besarnya. Akan tetapi menurut Planck, atom-atom dalam suatu zat hanya dapat menyerap atau memancarkan energi pada paket-paket gelombang tertentu yang disebut “kuanta”.

Max Planck memberi nama paket gelombang terkecil yang dapat diterima oleh suatu atom dengan “ kuantum ”. Oleh karena itu, teori dari Max Planck ini disebut dengan teori mekanika kuantum. Besarnya energi kuantum ini oleh Planck dinyatakan sebagai berikut: $E = hf$ atau $E = h \frac{c}{\lambda}$

Keterangan: E = energi radiasi (J), m = massa materi, c = kecepatan cahaya, f = frekuensi (s), λ = panjang gelombang, h = tetapan Planck ($6,63 \times 10^{-34}$ Js) (Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen *et al.*, 2012).

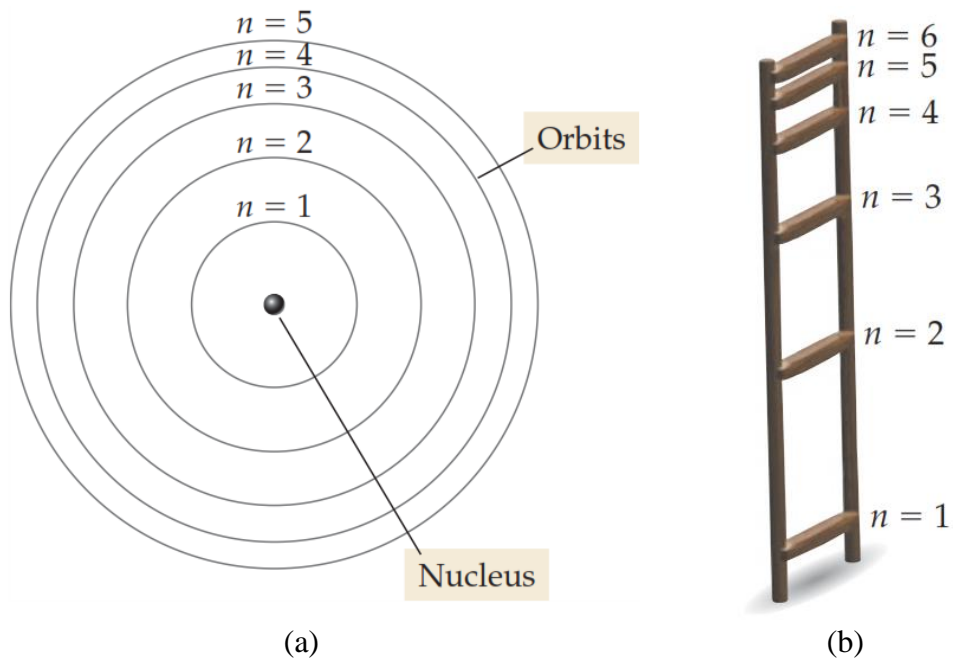
Perhatikan Gambar 17!

Dari Gambar 17, terlihat perpindahan elektron dari tingkat energi lebih tinggi ke tingkat energi lebih rendah disertai pelepasan energi. Sebaliknya, perpindahan elektron dari tingkat energi lebih rendah ke tingkat energi lebih tinggi disertai penyerapan energi. K,L,M,N = Kulit-kulit atom dengan tingkat energi terendah ke tingkat energi yang lebih tinggi (Syukri, 1999).

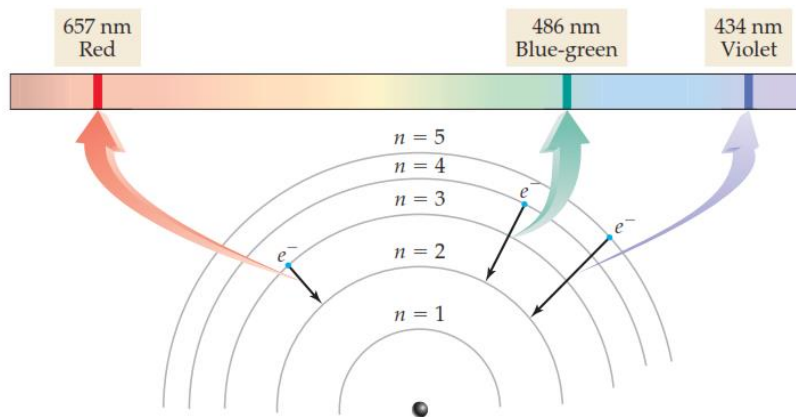


Gambar 17. Tingkatan Energi dalam Atom Hidrogen (Chang, 2011)

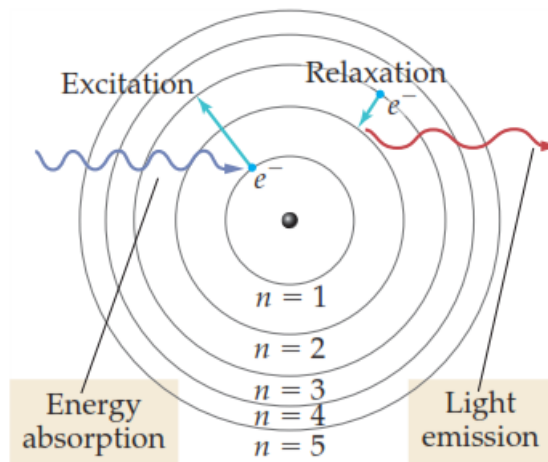
Perhatikanlah model atom Bohr dan tingkat energinya pada Gambar 18 sampai Gambar 20!



Gambar 18. (a) Model Atom Bohr, (b) Tingkat Energi Bohr (Tro, 2011:293)



Gambar 19. Garis Emisi Hidrogen (Tro, 2011:293)



Gambar 20. Proses Absorpsi dan Emisi (Tro, 2011:293)

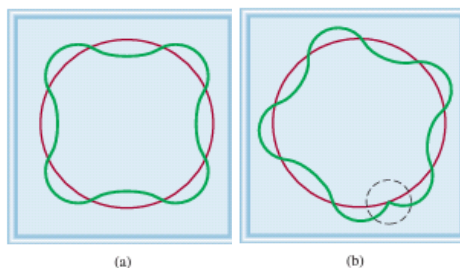
Gagasan tentang elektron mengitari inti dalam orbit tertentu seperti halnya bulan mengitari matahari mudah dimengerti orang sehingga teori atom Bohr dapat diterima. Lama kelamaan disadari bahwa teori ini tidak dapat menjeaskan banyak hal. Jika atom ditempatkan pada medan magnet, dijumpai spektrum emisi yang lebih rumit. Peristiwa ini yang disebut efek Zeeman tidak dapat dijelaskan dengan teori Bohr. Teori atom Bohr telah berhasil menjelaskan terjadinya spektrum atom Hidrogen yang mempunyai elektron tunggal. Bagaimana dengan atom yang berelektron banyak? Inilah yang tidak dapat dijelaskan oleh Bohr.

e. Model Atom Mekanika Gelombang

Teori atom Bohr memiliki beberapa kekurangan, salah satunya teori atom Bohr tidak dapat menjelaskan spektrum pancar atom-atom yang mengandung lebih dari satu elektron, seperti Helium dan Litium. Bohr juga tidak dapat menjelaskan munculnya garis-garis tambahan dalam spektrum pancar hidrogen bila diberi medan magnet. Kekurangan lain muncul akibat penemuan bahwa elektron adalah seperti gelombang. Teori Atom Bohr tidak menentukan posisi gelombang secara tepat karena gelombang menyebar di dalam ruang. Di sisi lain, Bohr juga telah memberikan pemahaman tentang atom dan saran bahwa energi elektron dalam atom terkuantisasi belum terkalahkan. Namun teorinya tidak

menyediakan deskripsi yang lengkap tentang perilaku elektron dalam atom. Penentuan posisi partikel sub atomik yang seperti gelombang, fisikawan Jerman Werner Heisenberg merumuskan prinsip ketidakpastian Heisenberg (Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen *et al.*, 2012).

Perhatikan Gambar 21 lintasan gelombang dari elektron!



Gambar 21. Lintasan Gelombang dari Elektron (Chang, 2011)

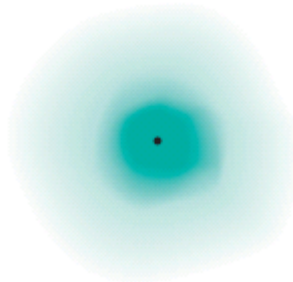
Dari Gambar 21 dapat dilihat sifat dari suatu materi dimana, materi dapat bersifat sebagai partikel, dan sekaligus mempunyai sifat sebagai gelombang. Jadi, menurut Louis de Broglie (1924), elektron dalam atom memiliki sifat partikel dan sifat gelombang sehingga elektron mempunyai sifat dualistik. Pada Gambar (19a) keliling orbit sama dengan bilangan bulat kali panjang gelombang, inilah orbit yang diizinkan dan (19b) keliling orbit tidak sama dengan kelipatan bilangan bulat dari panjang gelombang. Akibatnya, gelombang elektron tidak membentuk gelombang yang penuh. Inilah orbit yang tidak diizinkan

Erwin Schrodinger (1927) menggunakan perhitungan matematika untuk menjelaskan pola gelombang partikel yang bergerak, yang dikenal dengan persamaan gelombang yang melibatkan perilaku partikel dan perilaku gelombang dari elektron. Fungsi gelombang ini mendeskripsikan bentuk ruang dan energi yang dimungkinkan dari gerakan elektron dalam atom. Bentuk ruang dan energi dari gerakan elektron ini yang dinamakan orbital. Menurut mekanika gelombang orbital merupakan tingkat energi dari suatu ruang yang mempunyai peluang terbesar (kebolehjadian terbesar) untuk menemukan elektron disekitar inti atom. Teori mekanika gelombang digunakan untuk menjelaskan sifat atom dan molekul

Menurut Warner Heisenberg (1927), akibat dari sifat dualisme tersebut maka letak dan kecepatan elektron tidak dapat dipastikan secara serentak. Apabila

letaknya dapat dipastikan, maka kecepatannya tidak dapat ditentukan, demikian pula sebaliknya.

Perhatikan Gambar 22 model atom mekanika gelombang berikut ini!



Gambar 22. Gambaran Distribusi Kerapatan Elektron di Sekeliling Inti Atom Hidrogen (Chang, 2011).

Setelah Anda mempelajari dan memahami uraian materi di atas, maka apakah model atom mekanika gelombang berbentuk seperti awan? Bagaimana letak dari elektron dalam atom? Apakah elektron dapat posisi ditentukan secara pasti?

Model atom mekanika gelombang yaitu elektron berputar mengelilingi inti atom membentuk gelombang, bukan berupa garis lingkaran seperti yang dikemukakan oleh Bohr. Akibatnya kedudukan elektron disekitar inti tidak diketahui dengan pasti, yang diketahui hanya daerah kebolehjadian atau orbital. Dengan demikian, ada ketidakpastian tentang letak dan kecepatan elektron tersebut. Video model atom mekanika gelombang dapat dilihat pada link https://youtu.be/H24h_Se76Po.

Untuk menggambarkan posisi elektron dalam suatu atom berdasarkan model atom mekanika gelombang, digunakan istilah bilangan kuantum. Ada empat jenis bilangan kuantum yaitu bilangan kuantum utama (n), bilangan kuantum azimuth (l), bilangan kuantum magnetik (m), dan bilangan kuantum spin (s).

1) Bilangan Kuantum Utama (n)

Bilangan kuantum utama (n) menunjukkan kulit. Bilangan kuantum utama bernilai semua bilangan bulat positif, yaitu, 1, 2, 3, 4, dan seterusnya. Semakin besar nilai n , maka semakin besar ukuran orbital dan semakin tinggi tingkat energi. Bilangan kuantum n dapat pula melambangkan kulit elektron, $n = 1(K)$, $n = 2(L)$, $n = 3(M)$, dan seterusnya.

2) Bilangan Kuantum Azimuth (l)

Bilangan kuantum azimuth ini menyatakan bentuk orbital. Bilangan kuantum azimuth mempunyai harga dari 0 sampai $n-1$. Penandaan subkulit dinyatakan dengan s, p, d, f, dan seterusnya, masing-masing untuk nilai $l = 0, 1, 2, 3$ dan seterusnya.

3) Bilangan Kuantum Magnetik (m_l)

Bilangan kuantum magnetik (m_l) menyatakan arah orientasi elektron dalam ruang atau orbital dalam sumbu x, y, dan z. nilai dalam bentuk bilangan bulat negatif, nol dan positif. Nilai m_l ada hubungannya dengan nilai l yaitu sebagai berikut ini.

$$l = 0 - m_l = 0$$

$$l = 1 - m_l = -1, m_l = 0, m_l = +1$$

$$l = 2 - m_l = -2, m_l = -1, m_l = 0, m_l = +1, m_l = +2$$

$$l = 3 - m_l = -3, m_l = -2, m_l = -1, m_l = 0, m_l = +1, m_l = +2, m_l = +3$$

$$l = 1 - \text{dst.}$$

Untuk membedakan nilai m dalam sub kulit dipakai notasi yang berhubungan dengan sumbu tersebut, yaitu sebagai berikut.

$$l = 0 (m_l = 0) \text{ orbital: s}$$

$$l = 1 (m_l = 0, \pm 1) \text{ orbital: } P_x, P_y, P_z$$

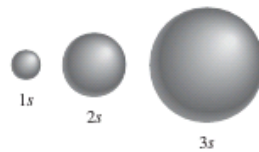
$$l = 2 (m_l = 0, \pm 1, \pm 2) \text{ orbital: } dx^2 - y^2, dz^2, dxy, dxz, dyz$$

$$l = 3 (m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3) \text{ orbital: } fx^2y, fy^2z, fxz^2, fz^3, fx(x^2 - 3y^2), fy(y^2 - 3z^2), fz(z^2 - 3x^2),$$

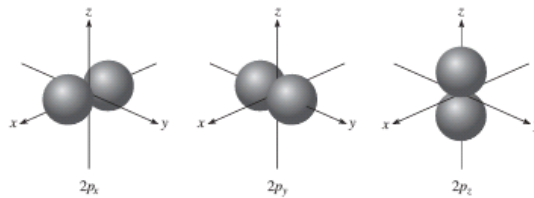
Bentuk-bentuk orbital ini diilustrasikan pada Gambar 20, 21 dan 22. Dari gambar itu ternyata bahwa bentuk orbital s bulat seperti bola untuk semua tingkat, yaitu tingkat pertama (1s), kedua (2s), ketiga (3s) dan seterusnya. Perbedaan yang satu dengan yang lainnya adalah ukurannya, semakin besar n maka besar pula jari-

jari bolanya. Orbital p, d dan f merupakan balon-balon lonjong yang mempunyai arah tertentu dalam sumbu x, y dan z. bentuk-bentuk orbital itu bukan hasil pengamatan, tetapi merupakan gambaran matematis dari fungsi gelombang tiap orbital yang diperoleh dari penyelesaian persamaan Schrodinger (Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen *et al.*, 2012).

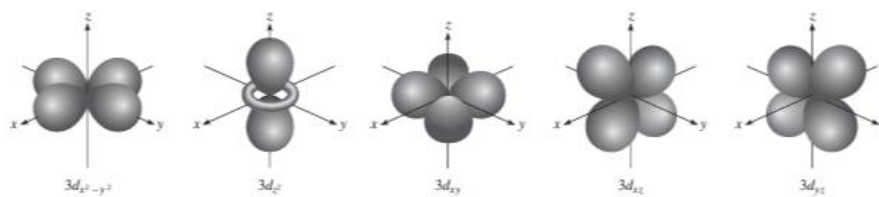
Perhatikanlah bentuk beberapa orbital molekul s, p, d dan f pada Gambar 23-26!



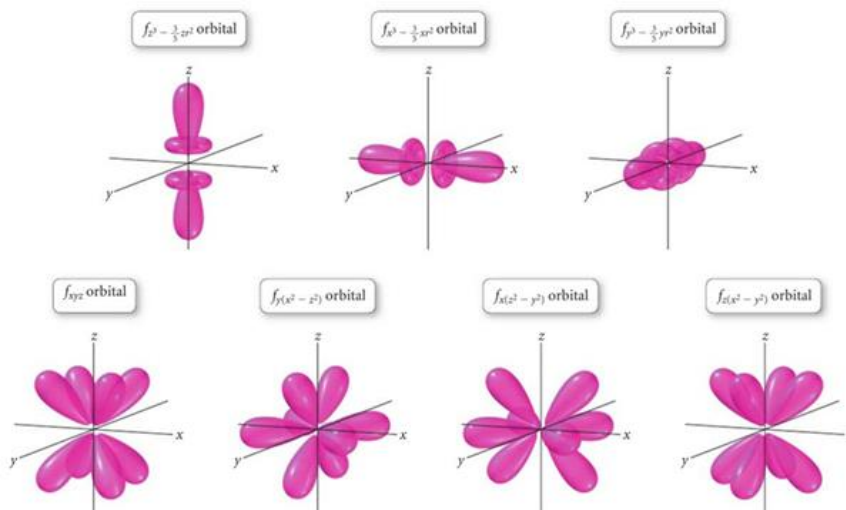
Gambar 23. Orbital 1s, 2s dan 3s dalam Atom Hidrogen (Chang, 2011)



Gambar 24.. Orbital 2p (Chang, 2011)



Gambar 25. Orbital 3d (Chang, 2011)

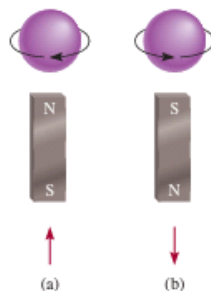


Gambar 26. Orbital 4f (Tro, 2011)

4) Bilangan Kuantum Spin (s)

Bilangan kuantum spin merupakan bilangan kuantum yang terlepas dari pengaruh momen sudut. Artinya, bilangan kuantum spin tidak berhubungan secara langsung dengan bilangan kuantum lain. Bilangan kuantum spin bukan merupakan hasil dari penyelesaian persamaan gelombang, tetapi didasarkan pada pengamatan Otto Stern dan Walter Gerlach terhadap spektrum yang dilewatkan pada medan magnet. Hasil pengamatan tersebut didapatkan dua spektrum yang terpisah dengan kerapatan yang sama. Arah rotasi elektron akhirnya dinyatakan dalam gambar berikut ini.

Perhatikanlah bentuk spin elektron pada Gambar 27!



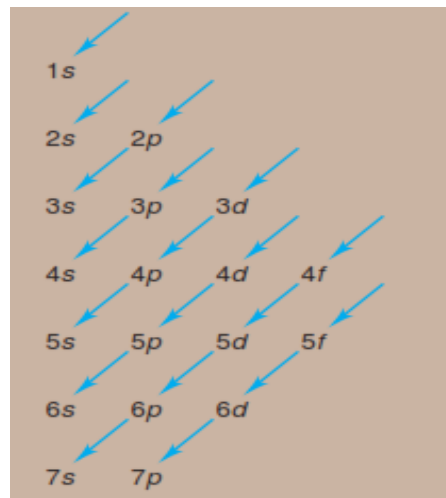
Gambar 27. Spin Elektron (a) searah jarum jam dan (b) berlawanan dengan arah jarum jam (Chang, 2011)

Konfigurasi Elektron

Konfigurasi elektron menggambarkan sebaran/susunan elektron dalam suatu atom. Konfigurasi elektron dapat dituliskan berdasarkan nomor atom unsur yang diketahui (Syukri, S., 1999). Dalam membuat konfigurasi elektron dari suatu unsur maka harus diikuti tiga aturan, yaitu prinsip Aufbau, larangan Pauli, dan aturan Hund (Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen *et al.*, 2012).

Prinsip Aufbau

Menurut prinsip Aufbau, elektron-elektron dalam atom sedapat mungkin memiliki energi terendah. Oleh sebab itu, pengisian elektron harus dimulai dari orbital yang rendah menuju ke yang lebih tinggi tingkat energinya seperti pada Gambar 28.



Gambar 28. Urutan Konfigurasi Elektron Berdasarkan Aturan Aufbau (Silberberg, 2009: 315)

Berdasarkan Gambar 28, terlihat urutan pengisian orbital dari energi terendah ke energi tertinggi adalah sebagai berikut ini.

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p dan seterusnya
 Sebagai contoh unsur dengan nomor atom 6, memiliki konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^2$, atom dengan nomor atom 10 memiliki konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^6$, dan atom dengan nomor atom 12 memiliki konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

Konfigurasi elektron dapat juga digambarkan dengan diagram orbital yang menunjukkan spin elektronnya. Perhatikanlah diagram orbital atom H berikut ini!



Tanda panah ke atas menyatakan salah satu dari dua kemungkinan gerak spin elektronnya (Kita pun dapat menggambarkan elektronnya dengan anak panah ke bawah). Kotaknya menyatakan orbital atom.

Prinsip Larangan Pauli

Untuk atom berelektron banyak kita menggunakan prinsip larangan Pauli (*Pauli exclusion principle*) untuk menentukan konfigurasi elektron. Prinsip ini menyatakan bahwa tidak ada elektron-elektron dalam satu atom yang mempunyai keempat bilangan kuantum yang sama. Bila dua elektron dalam satu atom

mempunyai nilai n , l dan m_l yang sama yang sama (yakni, kedua elektron ini berada dalam orbital atom yang sama), maka kedua elektron tersebut harus mempunyai s yang berbeda. Dengan kata lain hanya dua elektron yang dapat menempati orbital atom yang sama, dan kedua elektron tersebut harus mempunyai spin yang berlawanan. Perhatikanlah atom helium, yang mempunyai 2 elektron. Ada tiga kemungkinan untuk menempatkan dua elektron dalam orbital 1s sebagai berikut ini!

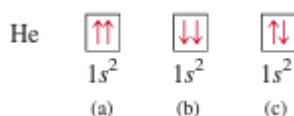
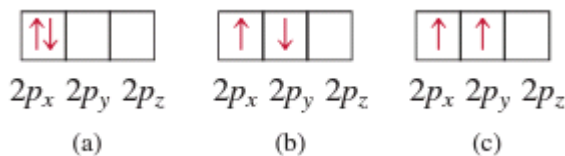


Diagram (a) dan (b) tidak dapat diterima oleh prinsip larangan Pauli. Pada diagram (a) kedua elektron mempunyai spin ke atas dan keduanya akan memiliki bilangan kuantum $(1, 0, 0, +\frac{1}{2})$; pada (b) kedua elektron mempunyai spin ke bawah dan akan mempunyai bilangan kuantum $(1, 0, 0, -\frac{1}{2})$. Hanya konfigurasi diagram (c) yang secara fisik dapat diterima, sebab satu elektron akan mempunyai bilangan kuantum $(1, 0, 0, +\frac{1}{2})$ dan satu lagi mempunyai bilangan kuantum $(1, 0, 0, -\frac{1}{2})$. Jadi atom helium mempunyai konfigurasi sebagai berikut ini.



Aturan Hund

Konfigurasi elektron karbon ($Z = 6$) adalah $1s^2 2s^2 2p^2$. Berikut ini adalah beberapa cara yang berbeda untuk mendistribusikan dua elektron dalam tiga orbital p:



Ketiga susunan ini tidak melanggar prinsip larangan Pauli, jadi kita harus menentukan susunan mana yang kestabilannya paling besar. Jawaban yang diberikan aturan Hund menyatakan bahwa susunan elektron yang paling stabil

dalam sub kulit adalah susunan dengan jumlah spin paralel terbanyak. Susunan yang diperlihatkan pada (c) memenuhi kondisi ini. Baik (a) dan (b) spinnya saling meniadakan. Diagram orbital untuk karbon adalah sebagai berikut ini (Chang, 2011).







Perhatikanlah tabel hubungan bilangan kuantum utama (n), bilangan kuantum azimuth (l), bilangan kuantum magnetik (m), dan bilangan kuantum spin (s)!

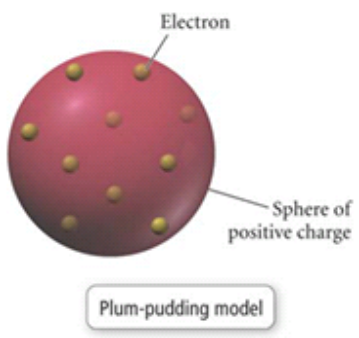
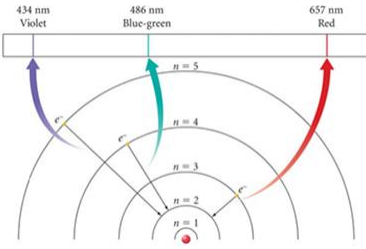
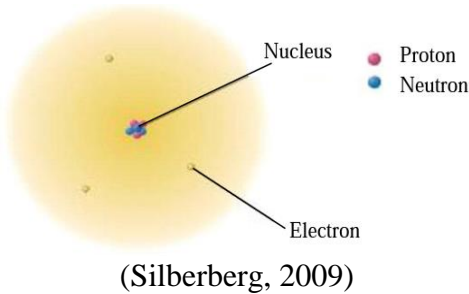
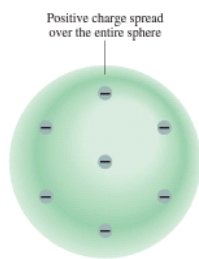
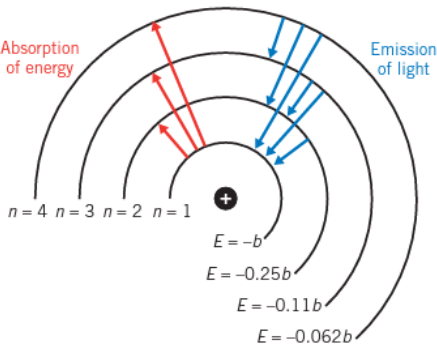
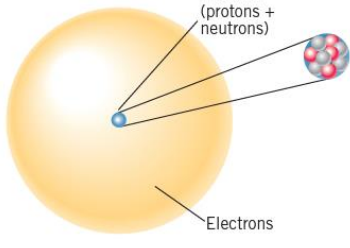
Tabel 3. Hubungan Bilangan Kuantum (Syukri, 1999)


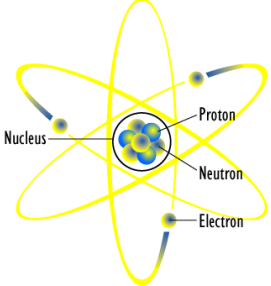
Kulit	n	l	m_l	Sub Kulit	Gambaran Orbital	s	Jumlah Orbital	Jumlah Orbital Maksimum	
								Sub Kulit	Kulit
K	1	0	0	1s		$-\frac{1}{2}$	1	2	2
L	2	0	0	2s		$-\frac{1}{2}$	1	2	8
		1	-1 0 +1	2p		$-\frac{1}{2}$	3	6	
M	3	0	0	3s		$-\frac{1}{2}$	1	2	18
		1	-1 0 +1	3p		$-\frac{1}{2}$	3	6	
		2	-2 -1 0 +1 +2	3d		$-\frac{1}{2}$	5	10	
N	4	0	0	4s		$-\frac{1}{2}$	1	2	32
		1	-1 0 +1	4p		$-\frac{1}{2}$	3	6	
		2	-2 -1 0 +1 +2	4d		$-\frac{1}{2}$	5	10	
		3	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3	4f		$-\frac{1}{2}$	7	14	



Tabel 4. Contoh dan Non Contoh / Ilustrasi

Model Atom	Contoh	Non contoh
Dalton	 Atom Oksigen (O)  Atom Klorin (Cl)	 Atom Oksigen (O)  Atom Klorin (Cl)
	Contoh di atas sesuai teori atom Dalton	Contoh di atas salah, karena menurut Dalton, atom-atom yang

Model Atom	Contoh	Non contoh
	yang mengemukakan bahwa atom-atom yang berbeda memiliki ukuran yang berbeda	berbeda memiliki ukuran yang berbeda
Thomson	 <p>Plum-pudding model</p>	
Rutherford	 <p>(Silberberg, 2009)</p>	
Bohr	 <p>(Jespersen <i>et al.</i>, 2012)</p>	

Model Atom	Contoh	Non contoh
Mekanika gelombang	 <p>(Tro, 2011)</p>	



4. Forum Diskusi

Diskusikanlah jawaban beberapa masalah dan pertanyaan berikut ini.

1. Dalton mengemukakan bahwa atom merupakan partikel terkecil dari suatu materi, berbentuk seperti bola pejal yang tidak dapat dibagi lagi serta tidak dapat diciptakan dan dimusnahkan, kenapa demikian? Jelaskan kenapa teori atom Dalton ini dianggap penting untuk dipelajari dan kenapa Dalton dikenal sebagai Bapak ilmu kimia!
2. Thomson meyakini bahwa sinar katoda bukan sinar biasa tetapi merupakan partikel, kenapa?
3. Dalam teori atom Rutherford tidak dapat menjelaskan kenapa elektron tidak jatuh ke inti padahal ketika elektron mengelilingi inti maka partikel bermuatan negatif tersebut membutuhkan energi sehingga lama-kelamaan energi yang dimiliki elektron habis dan jatuh ke inti. Kelemahan ini dijawab oleh Bohr melalui percobaan spektrum atom. Jelaskan analisis saudara tentang teori atom Bohr ini. Jelaskan hipotesis Ernest Rutherford setelah melakukan percobaan sinar alfa untuk menemukan konsep inti atom!
4. Kenapa ada deret dalam spektrum unsur hidrogen?
5. Pernahkah Anda melihat awan? Awan diasumsikan sebagai model atom dari Mekanika gelombang. Lalu bagaimana model atom menurut Mekanika

gelombang? Dari teorinya bahwa elektron itu sebenarnya tersebar membentuk awan, karena ketidakpastian posisi elektron di dalam atom. Bagaimanakah modelnya? Mari kita temukan jawabannya!

C. Penutup



1. Rangkuman

- a. Teori atom modern berdasarkan kepada percobaan-percobaan yang sudah teruji kebenarannya oleh para ahli. Teori atom modern terdiri dari 5 model, yaitu model atom Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr dan mekanika gelombang.
- b. Atom menurut Dalton adalah partikel terkecil dari suatu materi berbentuk seperti bola pejal yang tidak dapat dibagi lagi serta tidak dapat diciptakan dan dimusnahkan.
- c. Teori atom Dalton didasarkan pada hukum dasar ilmu kimia, yaitu hukum Lavoisier (hukum konservasi massa), hukum Proust (hukum perbandingan tetap) dan hukum Dalton (hukum perbandingan berganda). Ketiga hukum dirumuskan berdasarkan data percobaannya.
- d. Menurut Thomson, atom terdiri dari partikel bermuatan positif yang dipermukaannya bertaburan elektron. Model atom Thomson lahir berdasarkan percobaan tabung sinar katoda oleh Crookes, bahwa atom mengandung partikel bermuatan negatif yang disebut elektron. Kemudian percobaan Golstein menunjukkan bahwa dalam atom terdapat partikel bermuatan positif yang besar muatannya bergantung pada jenis unsur. Muatan positif terkecil adalah dalam atom hidrogen yang kemudian disebut proton yang besar muatannya sama dengan muatan negatif elektron dengan tanda berlawanan. Muatan inti unsur yang lain selalu merupakan kelipatan muatan proton. Ini menunjukkan bahwa muatan positif atom bergantung pada jumlah proton yang dikandungnya.
- e. Menurut Rutherford, atom terdiri dari inti bermuatan positif dan di ruang hampa terdapat elektron yang mengelilingi inti tersebut. Kemudian

Rutherford menduga bahwa dalam inti tidak hanya mengandung proton tetapi juga neutron, yaitu partikel yang tidak bermuatan tetapi massanya sama dengan proton. Jumlah elektron dalam inti atom sama dengan jumlah protonnya. Teori atom Rutherford didasarkan pada percobaan Geiger dan Marsden yang melewatkan sinar alfa (bermuatan positif) pada lempeng tipis logam, ternyata sebagian besar tembus, sebagian kecil membelok dan sedikit sekali membelok.

- f. Menurut Bohr, setiap elektron dalam atom mengelilingi inti atom berdasarkan pada lintasan tertentu yang stationer, dan elektron dalam suatu atom dapat berpindah dari satu lintasan ke lintasan yang lain dengan menyerap atau melepaskan energi. Model atom Bohr didasarkan pada percobaan spektrum atom hidrogen. Elektron mempunyai tingkat-tingkat energi tertentu yang disebut juga lintasan. Lintasan-lintasan itu secara berurutan disebut kulit K, L, M, N dan seterusnya. Elektron itu dapat naik ke tingkat lebih tinggi bila menyerap sinar dengan panjang gelombang tertentu, atau turun ke yang lebih rendah dan besarnya energi sambil melepaskan sinar dengan panjang gelombang tertentu pula.
- g. Menurut model atom mekanika gelombang, elektron dalam atom memiliki sifat partikel dan sifat gelombang sehingga elektron memiliki sifat dualistik. Elektron berputar mengelilingi inti membentuk gelombang bukan berupa garis lingkaran. Akibatnya kedudukan elektron di sekitar inti tidak diketahui dengan pasti, yang diketahui hanya daerah kebolehjadian atau orbital.
- h. Model atom mekanika gelombang didasarkan pada hukum Einstein ($E = mc^2$) dan hukum Planck ($E = h\nu$), sehingga didapat panjang gelombang de Broglie ($\lambda = h/mv$). Menurut Broglie ini berlaku untuk setiap materi yang bergerak termasuk elektron dalam mengelilingi inti. Akibatnya elektron dalam mengelilingi inti tidak mempunyai lintasan tertentu tetapi mempunyai daerah (ruang) tertentu yang disebut orbital.
- i. Bentuk dan ukuran orbital atom hidrogen dapat ditentukan penerapan persamaan gelombang Schrodinger yang dinyatakan dengan empat bilangan

kuantum, yaitu utama (n), azimut (l), magnetik (m) dan spin (s). Bilangan kuantum utama dengan nilai 1, 2, 3 ... menunjukkan ukuran dan energi orbital, makin besar n makin besar ukuran dan energi orbitalnya. Bilangan kuantum azimut menunjukkan bentuk orbital, yang dikenal dengan orbital s ($l = 0$) orbital p (jika $l = 1$), orbital d (jika $l = 2$) dan orbital d (jika $l = 3$). Bilangan kuantum azimut dengan nilai 0, ..1, ..2, ..3,... menunjukkan arah orbital ,dalam sumbu x, y dan z, sedangkan bilangan kuantum spin dengan nilai $-1/2$ dan $+1/2$ menunjukkan arah perputaran elektrton dalam sumbunya.

- j. Kemudian dapat ditentukan kedudukan dan jumlah elektron dalam masing tingkat yang disebut konfigurasi elektron.yang harus sesuai dengan aturan aufbau, larangan Pauli dan aturan Hund. Setiap atom unsur dalam keadaan dasar mempunyai konfigurasi elektron tertentu sesuai dengan jumlah elektron yang dimilikinya.

Untuk lebih memahami materi M1KB1 ini, silahkan Saudara lihat vidio perkembangan teori atom lengkap pada link <https://youtu.be/v4xQz4GRd8k>.



2. Tes Formatif

Bacaan Untuk Soal Nomor 1 dan 2

Pada saat jam pelajaran kimia, Guru mengajukan pertanyaan dimana Siswa kelas X diminta untuk menganalisis karakteristik atau sifat-sifat atom yang mereka ketahui. Yondri menjawab bahwa atom tersusun atas partikel yang lebih kecil yaitu proton, neutron dan elektron. Welly menjawab bahwa atom neon dan atom karbon adalah sama, sementara Weccy menjawab bahwa atom neon dan atom karbon itu berbeda, atom neon hanya sama dengan atom neon lainnya, dan atom karbon hanya sama dengan atom karbon lainnya. berdasarkan yang diketahuinya, Ila menjawab atom sodium dan atom klor dapat bereaksi dengan perbandingan 1:1 untuk membentuk sodium klorida. Vivin menjawab bahwa Atom helium bisa dibagi menjadi 2 atom hidrogen. Nola menjawab bahwa 2 atom oksigen dapat bereaksi dengan atom karbon membentuk molekul karbon dioksida.

Putri menjawab Atom oksigen bereaksi dengan 1,5 atom hidrogen membentuk molekul air.

1. Pernyataan yang berkaitan dengan postulat dari John Dalton tentang atom adalah pernyataan yang dijawab oleh
 - A. Yondri dan Welli
 - B. Yondri dan Weccy
 - C. Welli dan Weccy
 - D. Welli dan Ila
 - E. Weccy dan Ila
2. Pernyataan yang *tidak* sesuai dengan postulat teori atom Dalton adalah
 - A. Weccy dan Vivin
 - B. Weccy dan Putri
 - C. Vivin dan Putri
 - D. Vivin dan Nola
 - E. Putri dan Nola

Bacaan ini untuk soal nomor 3



(Sumber : <https://www.tribunnews.com/regional/2019/06/16/dalam-sehari-7-warga-pringsewu-tersambar-petir-2-orang-tewas>)

Petir, kilat, atau halilintar adalah gejala alam yang biasanya muncul pada musim hujan saat langit memunculkan kilatan cahaya sesaat yang menyilaukan. Beberapa saat kemudian disusul dengan suara menggelegar yang disebut guruh. Petir utamanya terdiri dari aliran elektron. Elektron adalah partikel subatom yang bermuatan negatif dan umumnya ditulis sebagai e⁻. Elektron memiliki banyak

kegunaan dalam teknologi modern, misalnya dalam mikroskop elektron, terapi radiasi, dan pemercepat partikel.

3. Pada awal perkembangan teori atom setelah ditemukannya elektron, seorang ilmuwan memodelkan atom dengan menyatakan bahwa atom terdiri dari elektron tersebar di permukaannya dimana persebaran elektron-elektron tersebut seperti kismis yang tertanam pada sebuah pudding.

Model atom ini dikemukakan oleh

- A. R. Millikan
- B. J.J. Thomson
- C. Neils Bohr
- D. Goldstein
- E. Ernest Rutherford

Bacaan untuk soal nomor 4

Penemuan proton menimbulkan pertanyaan, seperti apa kira-kira kedudukan masing-masing partikel (proton, elektron, inti atom) dalam sebuah atom. Untuk menjawab pertanyaan itu, Ernest Rutherford bersama dua orang muridnya (Hans Geiger dan Ernest Marsden) melakukan percobaan yang dikenal dengan hamburan sinar terhadap lempeng tipis emas. Dari pengamatan itulah baru kemudian diketahui bahwa kalau partikel sinar ditembakkan (dihamburkan) pada lempeng emas yang sangat tipis, maka sebagian besar partikel sinar diteruskan. Namun dari pengamatan Marsden diperoleh fakta bahwa satu di antara 20.000 partikel alfa akan membelok dengan sudut 90 derajat atau bahkan lebih. Berarti, ada partikel-partikel tertentu yang membelokkan partikel sinar.

4. Berdasarkan percobaan tersebut Rutherford menemukan teori atom yang lebih baik dari teori atom sebelumnya. Sinar yang dimaksud oleh Rutherford ialah

- A. Sinar α
- B. Sinar β
- C. Sinar γ
- D. Sinar kanal
- E. Sinar katode

5. Pada pembelajaran kimia di kelas X, siswa-siswa di berikan data mengenai beberapa kelemahan yang ditemukan selama perkembangan teori atom, diantaranya:
- (1) Hanya mampu menjelaskan spektrum atom hidrogen
 - (2) Tidak mampu menjelaskan spektrum atom-atom berelektron banyak
 - (3) Tidak dapat menerangkan alasan elektron tidak jatuh ke inti atom
 - (4) Bertentangan dengan teori gelombang elektromagnetik Maxwell
 - (5) Jarak elektron dengan inti terlalu jauh sehingga tidak ada gaya sentripetal
- Berdasarkan data yang diberikan, jika Guru meminta siswa menunjukkan kelemahan teori atom Rutherford maka siswa harus memilih nomor
- A. (1) dan (2)
 - B. (1) dan (3)
 - C. (2) dan (5)
 - D. (3) dan (4)
 - E. (4) dan (5)

Bacaan untuk soal nomor 6

Di sebuah kelas, Siswa-Siswi diminta oleh Guru untuk menyebutkan kelemahan dari teori atom Bohr. Welly menyebutkan perbandingan unsur dalam satu senyawa adalah bilangan bulat sederhana. Yondri menjawab bahwa teori Bohr tidak dapat menjelaskan munculnya garis-garis tambahan dalam spektrum pancar hidrogen bila diberi medan magnetic. Jawaban putri yaitu tidak dapat menjelaskan kedudukan elektron dalam atom. Vivin menjawab adanya sekumpulan garis halus, terutama jika atom-atom yang dieksitasikan diletakkan pada medan magnet. Sementara jawaban Ila yaitu hanya dapat menerangkan spektrum atom sederhana (hidrogen), tidak dapat menerangkan spektrum atom dengan nomor atom > 1

6. Dari pernyataan diatas, siswa yang menjawab benar mengenai kelemahan teori atom Bohr ditunjukkan oleh nomor
- A. Welly dan Yondri
 - B. Welly dan Putri

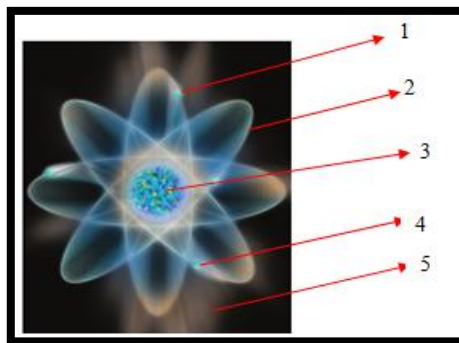
- C. Yondri dan Ila
- D. Yondri dan Vivin
- E. Vivin dan Ila

Bacaan untuk soal nomor 7**Partikel Penyusun Atom**

Suatu atom terdiri atas tiga partikel dasar, yaitu proton, elektron dan neutron. Eugene Goldstein pada tahun 1886 melakukan percobaan dengan memodifikasi tabung sinar katode. Berdasarkan percobaan ditemukan sebuah partikel yang bermuatan positif dan disebut proton. Muatan 1 proton = $+1 = 1,6 \times 10^{-19}$ C.

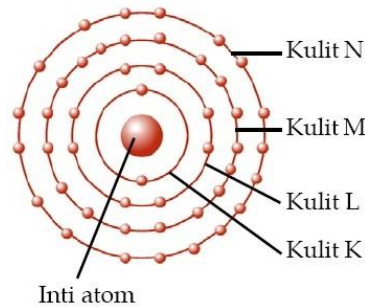
Joseph John Thomson pada tahun 1897 melakukan percobaan dengan menggunakan tabung sinar katode. J.J Thomson menamakan partikel penyusun atom bermuatan negatif ini sebagai elektron. diperoleh massa 1 elektron sebesar $9,1095 \times 10^{-31}$ Kg.

Pada 1932, James Chadwick melakukan penelitian lebih lanjut dimana ditemukan partikel bermuatan netral dan memiliki massa hampir sama dengan partikel proton (bermuatan positif). Partikel ini kemudian dinamakan sebagai neutron.



7. Salah satu partikel yang ditemukan oleh Goldstein terletak pada nomor

- A. 1
- B. 2
- C. 3
- D. 4
- E. 5

Bacaan untuk soal nomor 8

(Sumber : <http://www.nafiun.com/2013/03/cara-menentukan-menghitung-konfigurasi-elektron-dan-elektron-valensi-rumus-kimia-atom.html>)

Teori atom Bohr menjelaskan bahwa elektro-elektron mengelilingi inti pada lintasan-lintasan tertentu yang disebut kulit elektron, kulit atom, atau tingkat energi. Kulit atom adalah daerah di mana dapat ditemukannya elektron. Kulit atom berjumlah 7. Para kimiawan menggunakan huruf K, L, M, N, O, P, dan Q untuk menyatakan kulit atom. Kulit K adalah kulit pertama yang paling dekat dengan inti, Kulit L : 2, kulit M : 3, Kulit N : 4, Kulit O : 5, Kulit P : 6 dan Kulit Q : 7 adalah kulit terjauh.

8. Kulit yang hanya mampu menampung maksimal elektron sebanyak 18 adalah
- A. K
 - B. L
 - C. M
 - D. N
 - E. O
9. Di suatu kelas X, siswa siswi yang sedang belajar mengenai teori perkembangan atom diberikan beberapa pernyataan oleh gurunya. Pernyataan yang diberikan seperti yang terdapat di bawah ini:
- (1) Jumlah proton dan jumlah elektron
 - (2) Massa atom yang terpusat pada inti atom
 - (3) Muatan proton yang sama dengan muatan elektron

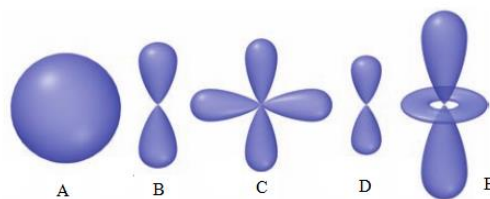
- (4) Keberadaan elektron pada tingkat-tingkat energi tertentu saat mengelilingi inti atom
- (5) Keberadaan proton dan neutron dalam inti atom serta elektron mengelilingi inti atom

Jika Guru menginstruksikan kepada siswa untuk memilih pernyataan mengenai perbedaan model atom Bohr dengan model atom Rutherford, maka siswa seharusnya memilih pernyataan pada nomor

- A. 1
B. 2
C. 3
D. 4
E. 5

Bacaan Untuk Soal Nomor 10

Bentuk orbital ditentukan oleh subkulit dari elektron. Orbital yang paling sederhana adalah orbital s. Orbital s berbentuk bola simetri. Bentuk orbital p seperti balon terpilin (cuping-dumbbell). Orbital d memiliki 5 orbital dengan bentuk yang kompleks dan orientasi yang berbeda. Orbital f mempunyai bentuk orbital yang lebih rumit dan lebih kompleks daripada orbital d. Setiap subkulit f mempunyai 7 orbital dengan energi yang setara.



10. Dari gambar di atas, orbital yang mempunyai nilai $l=1$ dan energi yang terendah berturut-turut adalah
- A. A dan B
B. B dan C
C. D dan B
D. C dan D
E. E dan C



Daftar Pustaka

- Achmad, Hiskia. 2001. *Struktur Atom, Struktur Molekul & Sistem Periodik*. Bandung: PT. Citra Aditya Bakti.
- Bayharti, Yerimadesi, dan Ellizar. 2018. *Modul 1, Sub Materi Struktur Atom, Sistem Periodik Unsur, dan Ikatan Kimia*. PPG Dalam Jabatan. Kementerian Riset, Teknologi dan Pendidikan Tinggi.
- Brown T. L., J. R Lemay, H. E., Bursten B. E., Murphy C. J., Woodward P.T., 2012. *Chemistry The Central Science*, 12th Edition, New York: Prentice Hall Pearson
- Chang, R & Jason O. 2011. *General Chemistry the Essential Concepts*. Sixth Edition. New York : The McGraw-Hill Companies.
- Jespersen, N. D., Brady, J. E. and Hyslop, A., 2012. *Chemistry the Molecular Nature of Matter*, 6th edition. New York: John Wiley and Sons, Inc
- Petrucci, R.H., Herring, F.G., Madura J.D., & Bissonnette, C. 2017. *General Chemistry Principles and Modern Applications*. Eleventh Edition. Toronto: Pearson Canada Inc.
- Silberberg, M.S. 2009. *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change* 5th Edition. Second Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Silberberg, M. S. 2010. *Principles of General Chemistry*, 2th Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Syukri, S. 1999. *Kimia Dasar I*. Bandung: ITB.
- Tro, N. J. 2011. *Introductory Chemistr*, 4th Edition. United States of America: Pearson Education, Inc., publishing as Pearson Prentice Hall



No Kode: DAR2/Profesional/187/1/2019

MODUL 1
STRUKTUR ATOM DAN SISTEM PERIODIK UNSUR

KEGIATAN BELAJAR 2

ATOM, MOLEKUL DAN ION

Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si.

Dr. Andromeda, M.Si.

Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si.

Dra. Iryani, M.S.

Dr. Mawardi, M.Si.

Hesty Parbuntari, S.Pd., M.Sc.



KEGIATAN BELAJAR 2

ATOM, MOLEKUL, DAN ION

A. Pendahuluan



1. Deskripsi Singkat

Penyelidikan tentang atom dimulai dengan ditemukannya sifat listrik dari suatu materi. Bila sisir plastik digosokkan pada rambut yang tidak berminyak, maka sisir plastik tersebut akan dapat menarik potongan-potongan kecil kertas. Peristiwa ini menunjukkan bahwa sisir plastik memiliki sifat listrik. Bila ditinjau lebih jauh, karena sisir merupakan materi maka sisir juga tersusun oleh atom-atom, dengan demikian dapat disimpulkan bahwa atom mempunyai sifat listrik.

Gejala kelistrikan atom makin menarik para ahli fisika sehingga pada perkembangan selanjutnya ditemukan bahwa atom tersusun dari partikel-partikel penyusun atom (partikel sub-atom) yang terdiri dari elektron, proton dan neutron. Sejak neutron ditemukan Chadwick, diyakini bahwa atom terdiri dari inti yang mengandung proton dan neutron, sedangkan di sekitarnya terdapat elektron yang berputar mengelilinginya. Yang membedakan satu atom dengan yang lain adalah jumlah partikel tersebut, dan bukan jenisnya. Kecuali atom hidrogen, atom unsur selalu mengandung proton, neutron dan elektron. Dengan kata lain, jumlah proton dalam inti sama dengan jumlah elektron di sekitarnya, contohnya hidrogen, helium dan litium.

Pada Modul 1 Kegiatan Belajar 2 (M1KB2) ini akan dibahas tentang partikel dasar atom, nomor atom dan nomor massa, isotop, isobar, isoton, dan isoelektron, serta penamaan senyawa. Materi pada M1KB2 ini merupakan dasar dalam mempelajari materi kimia di SMA/MA. Berdasarkan silabus mata pelajaran kimia SMA/MA kurikulum 2013 revisi 2018, materi pada M1KB2 ini merupakan materi pokok kimia kelas X semester 1 SMA/MA.



2. Relevansi

Sekumpulan proton dan neutron disebut inti atom? Proton dan neutron terkadang disebut nukleon, artinya partikel penyusun inti atom. Setiap unsur memiliki jumlah proton yang berbeda, artinya tidak ada dua unsur yang memiliki jumlah proton sama. Hal ini menunjukkan sifat kimia suatu unsur dikendalikan oleh nomor atom unsur tersebut. Atom-atom suatu unsur dapat mempunyai nomor massa yang berbeda karena jumlah neutron dalam atom tersebut berbeda.

Oleh sebab itu, pemahaman yang baik tentang atom, molekul dan ion akan membawa pemahaman yang baik pula pada materi struktur atom dan sistem periodik unsur, serta stoikiometri. Dengan membahas materi struktur atom berarti kita akan memahami pengertian suatu atom, partikel penyusun atom, dan susunan partikel dalam suatu atom. Dengan mempelajari atom, molekul dan ion dapat kita ketahui bahwa materi tersusun atas molekul-molekul atau ion-ion yang dibentuk oleh atom-atom.



3. Petunjuk Belajar

Supaya proses pembelajaran berjalan dengan lancar, ikutilah langkah-langkah pembelajaran berikut ini.

- a. Pahamiilah capaian pembelajaran, sub capaian pembelajaran, dan uraian materi pada setiap KB!
- b. Untuk lebih memahami materi pembelajaran, bukalah semua jenis media dan link media pembelajaran yang ada untuk setiap KB!
- c. Untuk memudahkan saudara mengingat kembali uraian materi, maka bacalah rangkuman pada KB ini!
- d. Kerjakanlah tes formatif yang terdapat pada KB ini untuk menguji apakah anda sudah sampai ke tujuan pembelajaran!

- e. Ikutilah forum diskusi dengan sungguh-sungguh karena aktivitas Anda dalam berdiskusi akan dinilai oleh instruktur!
- f. Jawaban saudara bisa dicek pada kunci jawaban (kunci jawaban dapat dilihat pada akhir KB 4 modul ini).
- g. Apabila saudara telah memperoleh nilai di atas 80, silahkan lanjut dengan kegiatan belajar 2 (M1KB2). Jika belum mencapai 80, pelajari kembali kegiatan sebelumnya. Point untuk masing-masing nilai tugas dan tes akhir sudah ada pada naskah soal. Begitu selanjutnya untuk kegiatan 2. Point untuk masing-masing nilai tugas dan test akhir sudah ada pada soal. Nilai akhir kegiatan belajar untuk modul ini ditentukan oleh rata-rata nilai setiap kegiatan

$$NA \text{ kegiatan} = \frac{KB 1 + KB 2 + KB3 + KB4}{4}$$

B. Inti



1. Capaian Pembelajaran

Menganalisis hubungan struktur atom dengan sifat-sifat keperiodikan unsur
Setelah mempelajari modul ini, Anda diharapkan mampu:

- a. Menganalisis partikel penyusun suatu atom atau ion
- b. Menganalisis pengelompokkan unsur ke dalam isotop, isobar, dan isoton.



2. Pokok-pokok Materi

- a. Partikel dasar penyusun atom
- b. Nomor atom dan nomor massa
- c. Isotop, isobar, isoton, dan isoelektron
- d. Penamaan Senyawa

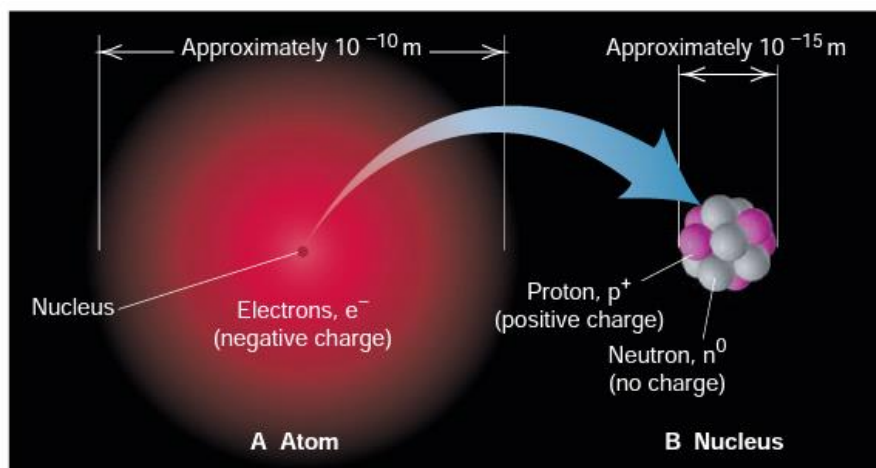


3. Uraian Materi

Partikel Penyusun Atom

Partikel materi adalah bagian terkecil dari suatu materi. Setiap materi mengandung partikel-partikel kecil yang menyusun zat tersebut yang dapat berupa atom, ion dan molekul. Setiap zat yang berbeda disusun oleh partikel-partikel terkecil yang berbeda pula. Misalnya, air disusun oleh partikel-partikel terkecil yang berbeda dengan partikel-partikel terkecil yang menyusun gula pasir. Mengapa demikian ? Ayo pelajari kegiatan belajar ini dengan penuh semangat !

Perhatikan Gambar 29 dan tentukanlah partikel penyusun suatu atom!



Gambar 29. Partikel Penyusun Atom (Silberberg, 2009)

Berdasarkan percobaan tabung sinar katoda oleh Crookes bahwa atom mengandung partikel bermuatan negatif yang disebut **elektron**. Kemudian percobaan Golstein menunjukkan bahwa dalam atom terdapat partikel bermuatan positif yang besar muatannya bergantung pada jenis unsur. Muatan positif terkecil adalah dalam atom hidrogen yang kemudian disebut **proton** yang besar muatannya sama dengan muatan negatif elektron dengan tanda berlawanan.

Muatan inti unsur yang lain selalu merupakan kelipatan muatan proton. Ini menunjukkan bahwa muatan positif atom bergantung pada jumlah proton yang dikandungnya. Berdasarkan itu lahirlah teori atom yang dikemukakan oleh Thomson, yaitu atom terdiri dari partikel bermuatan positif yang di permukaannya bertaburan elektron (Syukri, 1999).

Geiger dan Marsden melewatkan sinar alfa (bermuatan positif) pada lempeng tipis logam, ternyata sebagian besar tembus, sebagian kecil membelok dan sedikit sekali membelok. Fakta ini dijadikan dasar oleh Rutherford mengemukakan suatu teori yang menyatakan atom terdiri dari inti bermuatan positif dan di ruang hampa terdapat elektron yang mengelilingi inti tersebut. Kemudian Rutherford menduga bahwa dalam inti tidak hanya mengandung proton tetapi juga **neutron**, yaitu partikel yang tidak bermuatan tetapi massanya sama dengan proton. Jumlah elektron dalam inti atom sama dengan jumlah protonnya. Perbedaan atom suatu unsur dengan unsur yang lain adalah jumlah proton dan neutron dalam inti dan jumlah elektron yang mengelilinginya. Hal ini menimbulkan persamaan suatu atom dengan atom lain yang dikenal sebagai **isotop, isobar, isoton, dan isoelektron** (Syukri, 1999).

a) Elektron

Pada tahun 1897, Joseph John Thomson menemukan bahwa sinar dari pelat katoda merupakan partikel penyusun atom bermuatan negatif yang disebut elektron. Dengan diketahuinya muatan elektron, maka massanya dapat dihitung sebagai berikut ini.

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

$$e = 1,6022 \times 10^{-19} \text{ Coulomb}$$

$$\text{Massa elektron : } m = 9,11 \times 10^{-28} \text{ gram}$$

b) Proton

Ernest Rutherford pada tahun 1908 menemukan bahwa partikel positif terpusat pada inti atom yang dikenal sebagai proton dengan:

$$\text{massa 1 proton} = 1,6726 \times 10^{-24} \text{ gram.}$$

$$= 1 \text{ sma}$$

Muatan 1 proton = +1 = $+1,6 \times 10^{-19}$ Coulomb

c) Neutron

Pada tahun 1932, James Chadwick, seorang ahli fisika dari Inggris melakukan suatu eksperimen yang membuktikan dugaan Rutherford. James Chadwick melakukan percobaan dengan cara menembakkan sinar alfa bermuatan negatif ke atom berilium. Percobaan ini mendeteksi adanya partikel tidak bermuatan yang disebut neutron. Massa neutron yaitu $1,6749544 \times 10^{-24}$ gram.

Massa 1 neutron = $1,6749544 \times 10^{-24}$ gram
= 1 sma

Neutron tidak bermuatan/netral (Syukri, 1999; Achmad, 2001; Tro, 2011; Brady, 2012). Video partikel dasar penyusun atom dapat dilihat pada link https://www.youtube.com/watch?v=zJ_wOWua-kU.

Setelah Anda memahami uraian di atas, siapakah penemu elektron, proton dan neutron? Partikel tersebut disebut sebagai partikel dasar penyusun atom.

Sebelumnya kita telah mengetahui apa saja partikel dasar penyusun atom (proton, neutron, elektron). Pada pembelajaran kimia, umumnya tidak menggunakan partikel dasar tersebut, melainkan menggunakan nomor atom dan nomor massa. Tahukah Anda apa saja partikel dasar yang membentuk nomor atom dan nomor massa? Jumlah partikel dasar atom akan menentukan nomor atom dan nomor massa tersebut. Atom dari unsur yang sama (proton sama) memiliki nomor massa yang berbeda karena adanya neutron. Selalu ada perbedaan nomor massa dengan persentase yang sangat kecil dari unsur yang sama. Sifat kimia unsur tetap sama meskipun nomor massa berbeda. Untuk menjawab pertanyaan ini silahkan Anda pelajari dan pahami uraian materi berikut ini!

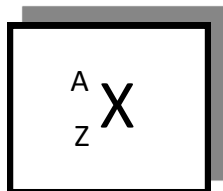
d) Nomor Atom dan Nomor Massa

Semua atom dapat diidentifikasi berdasarkan jumlah proton dan neutron yang dikandungnya. Jumlah proton dalam inti setiap atom suatu unsur disebut **nomor atom (atomic number) (Z)**. Dalam suatu atom netral jumlah proton sama

dengan jumlah elektron, sehingga nomor atom juga menandakan jumlah elektron yang ada dalam atom. Identitas kimia suatu atom dapat ditentukan cukup berdasarkan nomor atomnya. Sebagai contoh, nomor atom nitrogen adalah 7, ini berarti bahwa setiap atom nitrogen netral mempunyai 7 proton dan 7 elektron. Atau dari sudut pandang lain, setiap atom di alam yang mengandung 7 proton pasti benar jika diberi nama “nitrogen”.

Nomor massa (*mass number*) (A) adalah jumlah total neutron dan proton yang ada dalam inti atom suatu unsur. Kecuali untuk bentuk paling umum dari hidrogen yang mempunyai satu proton dan tidak mempunyai neutron, semua inti atom mengandung baik proton maupun neutron. Secara umum, nomor massa ditentukan oleh jumlah proton + jumlah neutron/nomor atom + jumlah neutron. Jumlah neutron dalam suatu atom sama dengan selisih antara nomor massa dan nomor atom, atau $(A - Z)$. Misalnya, nomor massa flourin adalah 19, dan nomor atomnya adalah 9 (menunjukkan 9 proton dalam inti). Jadi, jumlah neutron dalam satu atom flourin adalah $19 - 9 = 10$. Perhatikan bahwa ketiga kuantitas (*nomor atom, jumlah neutron, dan nomor massa*) harus berupa bilangan bulat positif (Chang, 2010).

Perhatikan notasi nomor atom dan nomor massa pada Gambar 30!



Gambar 30. Notasi Nomor Massa dan Nomor Atom suatu Atom. X = Lambang unsur; A = Nomor massa; dan Z = Nomor atom (Silberberg, 2009)

Massa atom merupakan massa dari seluruh partikel penyusun atom. Oleh karena sangat kecil, maka massa elektron dapat diabaikan sehingga massa atom dianggap merupakan jumlah massa proton dan neutron saja. Jumlah proton dan neutron selanjutnya disebut sebagai nomor massa dari suatu atom.

Molekul

Molekul adalah suatu agregat (kumpulan) yang terdiri dari sedikitnya dua atom dalam susunan tertentu yang terkait bersama oleh gaya-gaya kimia (disebut



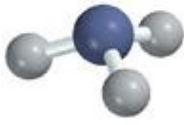





juga ikatan kimia). Suatu molekul dapat mengandung atom-atom dari unsur yang sama atau atom-atom dari atau lebih unsur yang bergabung dengan perbandingan tertentu, sesuai dengan hukum perbandingan tetap. Suatu molekul tidak harus berupa senyawa yang berdasarkan definisi, terbentuk dari dua unsur atau lebih. Gas hidrogen adalah suatu unsur murni, tetapi terdiri atas molekul-molekul yang masing-masingnya terbentuk dari dua atom H. Sebaliknya, air adalah senyawa molekuler yang mengandung hidrogen dan oksigen dengan perbandingan dari dua atom H dan satu atom O. Seperti halnya atom, molekul tidak bermuatan listrik (netral) (Chang, 2010).

Molekul hidrogen, dilambangkan dengan H_2 , disebut **molekul diatomik** (*diatomic molecule*) karena molekul tersebut mengandung hanya dua atom. Unsur-unsur lain yang biasanya terdapat sebagai molekul diatomik adalah nitrogen (N_2) dan oksigen O_2 , serta unsur-unsur golongan 7A-fluorin (F_2), klorin (Cl_2), bromin (Br_2), dan iodin (I_2). Tentu saja, suatu molekul diatomik dapat mengandung atom-atom dari unsur yang berbeda. Contohnya adalah hidrogen klorida (HCl) dan karbon monoksida (CO) (Chang, 2010).

Sebagian besar molekul mengandung lebih dari dua atom. Atom-atom itu dapat berasal dari unsur yang sama, seperti dalam ozon (O_3), yang terbentuk dari tiga atom oksigen, atau dapat pula berupa gabungan dari dua atau lebih unsur yang berbeda. Molekul yang mengandung lebih dari dua atom disebut **molekul poliatomik** (*polyatomic molecule*) (Chang, 2010). Seperti ozon, air (H_2O) dan ammonia (NH_3) adalah molekul poliatomik.

Rumus molekul menunjukkan jumlah eksak atom-atom dari setiap unsur di dalam unit terkecil suatu zat. Langkah pertama pembuatan model molekul adalah menuliskan rumus struktur yang menunjukkan bagaimana atom-atom terikat satu dengan yang lain dalam suatu molekul. Sebagai contoh, kita tahu bahwa dalam molekul air tiap dua atom H terikat dengan satu atom O. Dengan demikian, rumus struktur air adalah $H-O-H$. Garis yang menghubungkan dua lambang atom melambangkan suatu ikatan kimia.

Perhatikanlah rumus molekul, rumus struktur dan model molekul pada Gambar 29!

	Hidrogen	Air	Amonia	Metana
Rumus molekul	H_2	H_2O	NH_3	CH_4
Rumus struktur	$H-H$	$H-O-H$	$\begin{array}{c} H-N-H \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-H \\ \\ H \end{array}$
Model bola-dan-tongkat				
Model ruang-terisi				

Gambar 31. Rumus Molekul, Rumus Struktur dan Model untuk Keempat Molekul yang Umum (Chang, 2010)

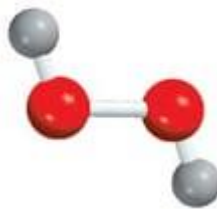
Model bola dan tongkat menunjukkan susunan tiga-dimensional atom-atom dengan jelas dan model ini cukup mudah untuk dibuat. Tetapi, ukuran bola tidak sebanding dengan ukuran atom. Selain itu panjang tongkat terlalu dibesarkan untuk menyatakan jarak antara atom dan molekul. Model ruang terisi lebih akurat karena model ini menunjukkan variasi ukuran atom. Kelemahannya adalah bahwa dibutuhkan waktu yang lama untuk menyatukan potongan-potongan bola dan model ini tidak menunjukkan dengan baik posisi-posisi tiga-dimensional atom-atom (Chang, 2010).

Rumus Empiris

Rumus molekul hidrogen peroksida, suatu zat yang digunakan sebagai zat antiseptik dan zat pemutih untuk tekstil dan rambut, adalah H_2O_2 . Rumus ini menandakan bahwa setiap molekul hidrogen peroksida terdiri atas dua atom hidrogen dan dua atom oksigen, perbandingan atom oksigen dan atom hidrogen peroksida adalah 2:2 atau 1:1. Rumus empiris hidrogen peroksida adalah HO. Jadi **rumus empiris** (*empirical formula*) menunjukkan kepada kita unsur-unsur yang ada dan perbandingan bilangan-bulat paling sederhana dari atom-atomnya, tetapi tidak semua molekul. Contoh lainnya, perhatikan senyawa hidrazin (N_2H_4) yang digunakan sebagai bahan bakar roket, Rumus empiris

hidrazin adalah NH_2 . Meskipun perbandingan nitrogen dan hidrogennya adalah 1:2 dalam rumus molekulnya (N_2H_4) maupun rumus empirisnya (NH_2) hanya rumus molekul sajalah yang menunjukkan jumlah atom N (dua) dan atom hidrogen (empat) yang sebenarnya ada dalam sebuah molekul hidrazin.

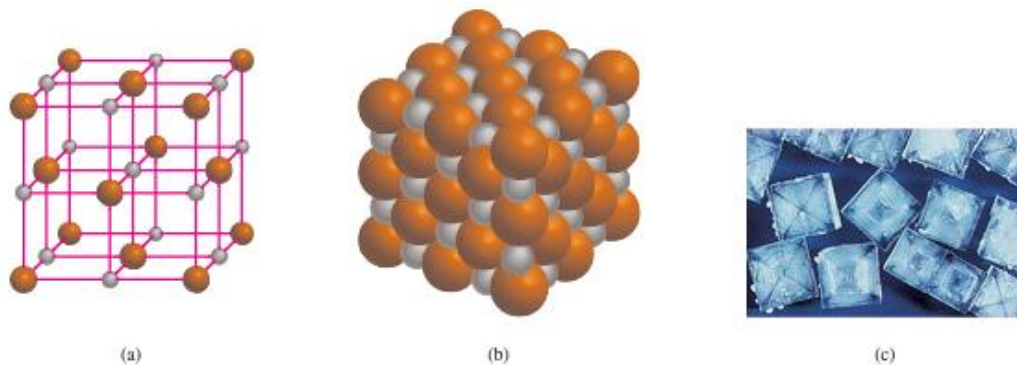
Rumus empiris adalah rumus kimia yang paling sederhana; rumus ini ditulis dengan memperkecil subkrip dalam rumus molekul menjadi bilangan bulat terkecil yang mungkin. Untuk kebanyakan molekul, rumus molekul dan rumus empirisnya satu dan sama. Beberapa contohnya adalah air (H_2O), amonia (NH_3), karbon dioksida (CO_2), dan metana (CH_4). Perhatikan Gambar 30!



Gambar 32. Rumus Empiris H_2O_2 (Chang, 2010)

Rumus Senyawa Ionik

Rumus Senyawa Ionik biasanya sama dengan rumus empirisnya karena senyawa ionik tidak terdiri dari unit-unit molekuler yang terpisah. Sebagai contoh, suatu sampel padat natrium klorida (NaCl) terdiri dari ion Na^+ dan Cl^- berjumlah sama yang tersusun dalam jaringan tiga-dimensional (perhatikan Gambar 31). Dalam suatu senyawa tersebut perbandingan kation dan anionnya adalah 1:1 sehingga senyawa tersebut bermuatan listrik netral. Seperti yang Anda lihat pada Gambar 31 tidak ada ion Na^+ dalam NaCl yang terikat dengan hanya dengan satu ion Cl^- saja. Pada kenyataannya, setiap ion Na^+ diikat bersama-sama oleh enam ion Cl^- di sekitarnya dan begitu pula sebaliknya, Jadi NaCl adalah rumus empiris untuk struktur aktualnya bisa berbeda, tetapi susunan kation dan anionnya sedemikian rupa sehingga senyawanya netral.



Gambar 33. (a) struktur NaCl padat. (b) kation-kation tersentuh pada anion-anion. (c) Kristal NaCl (Chang, 2010)

Supaya senyawa ionik bermuatan listrik netral, jumlah muatan pada kation dan anion dalam setiap unit rumus harus nol. Jika muatan pada kation dan anion berbeda, kita menerapkan aturan untuk membuat rumusnya bermuatan netral. Perhatikanlah contoh berikut ini!

- 1) **Kalium Bromida.** Kation kalium K^+ dan anion bromin Br^- bergabung untuk membentuk komposisi senyawa ionik kalium bromida. Jumlah muatannya $+1 + (-1) = 0$, sehingga tidak diperlukan subskrip. Rumusnya adalah KBr.
- 2) **Seng Iodida.** Kation seng Zn^{2+} dan anion iodin I^- bergabung membentuk seng iodida. Jumlah muatan satu ion Zn^{2+} dan satu ion I^- adalah $+2 + (-1) = +1$. Untuk membuat muatannya nol kita harus mengalikan muatan anion -1 dengan 2 dan menambahkan subskrip "2" ke lambang iodin. Jadi rumus untuk seng iodida adalah ZnI_2 .
- 3) **Aluminium Oksida.** Kationnya adalah Al^{3+} dan anion oksigennya adalah O^{2-} . Diagram berikut membantu kita menentukan subskrip untuk senyawa yang terbentuk dari kation dan anion tersebut.



Jumlah muatannya adalah $2(+3) + 3(-2) = 0$. Jadi rumus untuk aluminium oksida adalah Al_2O_3 .

Ion

Atom netral memiliki jumlah proton yang sama dengan jumlah elektronnya. Apabila suatu ion melepaskan atau menerima suatu elektron, maka atom tersebut dikatakan suatu ion. Ion adalah sebuah atom atau sekelompok atom yang mempunyai muatan total positif atau negatif. Jumlah proton yang bermuatan positif dalam inti suatu atom tetap sama selama berlangsungnya perubahan kimia biasa (disebut reaksi kimia), tetapi elektron yang bermuatan negatif bisa hilang atau bertambah. Atom netral yang kehilangan satu atau lebih elektronnya akan menghasilkan kation (*cation*), ion dengan muatan total positif. Misalnya, atom natrium (Na) dapat dengan mudah kehilangan satu elektronnya untuk menjadi kation natrium, yang dituliskan Na^+ .

Atom Na	ion Na^+
11 proton	11 proton
11 elektron	10 elektron

Dilain pihak, anion adalah ion yang muatan totalnya negatif akibat adanya kenaikan jumlah elektron. Misalnya, atom klorin (Cl) dapat memperoleh tambahan satu elektron menjadi ion Cl^- .

Atom Cl	ion Cl^-
17 proton	17 proton
17 elektron	18 elektron

Natrium klorida (NaCl), yang dikenal sebagai garam dapur, disebut **senyawa ionik** (*ionic compound*) karena dibentuk dari kation dan anion. Atom dapat kehilangan atau memperoleh lebih dari satu elektron adalah Mg^{2+} , Fe^{3+} , S^{2-} , dan N^{3-} . Ion-ion Na^+ dan Cl^- , disebut **ion monatomik** (*monatomic ion*) karena ion-ion ini hanya mengandung satu atom. Gambar 34 menunjukkan muatan dari sejumlah ion monatomik. Dengan pengecualian, logam cenderung membentuk kation dan nonlogam cenderung membentuk anion. Perhatikan gambar ion monoatomik (Gambar 34)!

1 1A	2 2A												13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
Li ⁺	Mg ²⁺												Al ³⁺	C ⁴⁻	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Na ⁺		3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B				P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺				Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺ Mn ³⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺ Ni ³⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺					Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺ Sn ⁴⁺		Te ²⁻	I ⁻		
Cs ⁺	Ba ²⁺									Au ⁺ Au ³⁺	Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺ Pb ⁴⁺					

Gambar 34. Ion Monoatomik yang Umum Dijumpai Disusun Menurut Letaknya dalam Tabel Periodik. Perhatikan ion Hg₂²⁺ mengandung dua atom (Chang, 2010).

Sebagai tambahan, dua atau lebih atom dapat bergabung membentuk sebuah ion yang mempunyai muatan total positif dan negatif. **Ion poliatomik** (*polyatomic ion*) seperti OH⁻ (ion hidroksida), CN⁻ (ion sianida) dan NH₄⁺ (ion amonium) adalah ion-ion yang mengandung lebih daripada satu atom (Chang, 2010). Video perbedaan atom, molekul dan ion dapat dilihat pada link berikut ini <https://www.youtube.com/watch?v=bpWXiRcdWJw>.

a. Isotop, Isobar, Isoton dan Isoelektron

ISOTOP

160 cm

45 kg 60 kg

Laki-laki Laki-laki

ISOBAR

160 cm 165 cm

50 kg 50 kg

perempuan perempuan

ISOTON

160 cm

50 kg 60 kg

perempuan Laki-laki

Ket:

Tinggi : no atom

Berat : no massa

Jenis kelamin : unsur

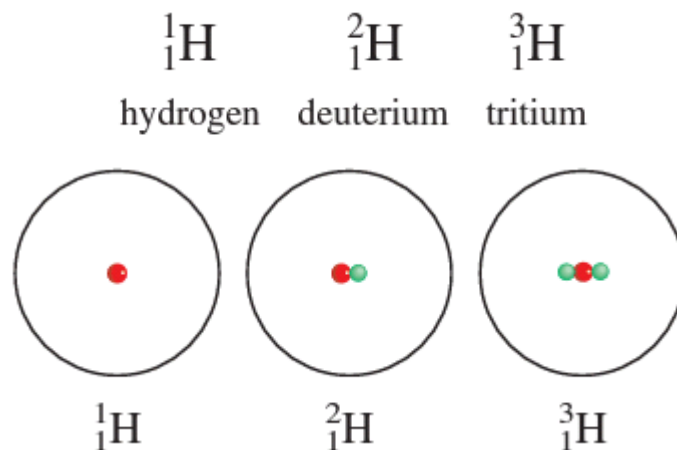
Pernahkah Anda melihat orang gemuk dan orang kurus? Jika yang membedakannya yaitu ukuran berat badan, adakah kesamaan dengan ukuran tingginya?

Perhatikan! adakah persamaan dan perbedaan keduanya jika orang yang memiliki tinggi badan yang sama tetapi berat badan berbeda? Bagaimana pula jika terdapat perbedaan jenis kelamin? Apakah yang membedakan ketiganya? Apakah yang dimaksud dengan isotop, isobar dan isoton? Untuk menjawab pertanyaan ini silahkan Anda pelajari dan pahami uraian materi berikut ini!

a) Isotop

Dalam kebanyakan kasus, atom-atom dari suatu unsur tertentu tidak semuanya bermassa sama. Atom-atom yang mempunyai nomor atom yang sama tetapi berbeda nomor massanya disebut **isotop** (*isotope*). Sebagai contoh, terdapat tiga isotop untuk hidrogen. Isotop pertama, dikenal sebagai hidrogen, mempunyai satu proton dan tidak mempunyai neutron. Isotop deuterium mempunyai satu proton dan satu neutron, dan tritium mempunyai satu proton dan dua neutron.

Perhatikanlah isotop-isotop atom hidrogen (Gambar 33) berikut ini!



Gambar 35. Isotop Atom Hidrogen (Chang, 2010)

Perhatikan lagi contoh lain, yaitu dua isotop uranium yang umum dijumpai dengan nomor massa berturut-turut 235 dan 238:



Isotop pertama digunakan dalam reaktor nuklir dan bom atom, sedangkan isotop kedua tidak memiliki sifat-sifat yang diperlukan untuk kedua aplikasi di atas. Untuk hidrogen, isotop unsur-unsur diidentifikasi berdasarkan nomor massanya. Kedua isotop ini disebut uranium-235 dan uranium-238. Sifat-sifat kimia suatu unsur ditentukan terutama oleh proton dan elektron dalam atomnya; neutron tidak ikut serta dalam perubahan kimia pada keadaan normal. Isotop-isotop dari unsur yang sama mempunyai sifat-sifat kimia yang sama, membentuk jenis senyawa yang sama, dan menunjukkan kereaktifan yang serupa (Chang, 2010). Perhatikan Tabel 5!

Tabel 5. Contoh Isotop

	${}_{6}^{12}\text{C}$	${}_{6}^{13}\text{C}$	${}_{6}^{14}\text{C}$
Lambang unsur	C	C	C
Nomor Atom	6	6	6
Nomor Massa	12	13	14
Proton	6	6	6
Elektron	6	6	6
Neutron	6	7	8

Apa yang dapat Anda simpulkan tentang isotop?

b) Isobar

Untuk lebih memahami pengertian isobar, perhatikan dan analisislah contoh pada Tabel 6!

Tabel 6. Contoh Isobar

	${}_{7}^{14}\text{N}$	${}_{6}^{14}\text{C}$
Lambang unsur	N	C
Nomor Atom	7	6
Nomor Massa	14	14
Proton	7	6
Elektron	7	6
Neutron	7	8

Berdasarkan contoh isobar pada Tabel 6, disimpulkan **isobar** adalah atom dari unsur yang berbeda (mempunyai nomor atom berbeda) tetapi mempunyai jumlah nomor massa yang sama.

c) Isoton

Untuk memahami isoton, coba diperhatikan contoh yang ditampilkan pada Tabel 7!

Tabel 7. Contoh Isoton

	${}_{11}^{23}\text{Na}$	${}_{12}^{24}\text{Mg}$
Lambang unsur	Na	Mg
Nomor Atom	11	12
Nomor Massa	23	24
Proton	11	12
Elektron	11	12
Neutron	12	12

Dari contoh isoton yang ditampilkan pada Tabel 7, dapat disimpulkan bahwa isoton adalah atom dari unsur yang berbeda (mempunyai nomor atom dan nomor massa berbeda), tetapi mempunyai jumlah neutron yang sama.

d) Isoelektron

Untuk memahami pengertian isoelektron coba diperhatikan contoh berikut ini!

${}_{9}\text{F}^{-}$ dan ${}_{8}\text{O}^{2-}$ mempunyai 10e-

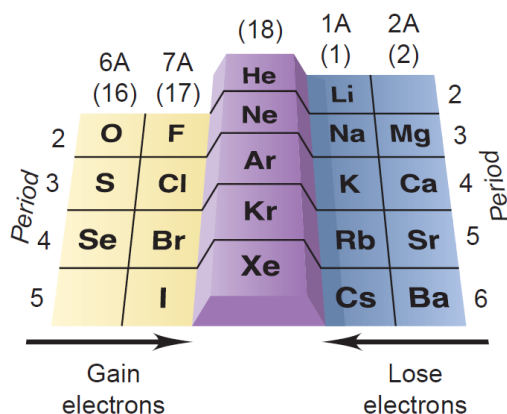
${}_{7}\text{N}^{3-}$ dan ${}_{8}\text{O}^{2-}$ mempunyai 10e-

${}_{9}\text{F}^{-}$ dan ${}_{10}\text{Ne}$ mempunyai 10e-

Berdasarkan contoh di atas terlihat ${}_{9}\text{F}^{-}$, ${}_{7}\text{N}^{3-}$, O^{2-} dan Ne mempunyai 10 elektron. Ion-ion dan unsur (${}_{9}\text{F}^{-}$, ${}_{7}\text{N}^{3-}$, O^{2-} dan Ne) tersebut merupakan isoelektron, karena memiliki jumlah elektron sama, yaitu 10 elektron, sehingga juga memiliki konfigurasi elektron yang sama, yaitu $1s^2 2s^2 2p^6$.

Untuk mencapai kestabilan seperti konfigurasi elektron gas mulia, unsur golongan 1A (1) dan 2A (2) cenderung untuk melepaskan elektron valensinya sehingga membentuk ion positif (kation). Sedangkan unsur golongan 6A (16) dan 7A (17) cenderung membentuk ion negatif (anion). Ion-ion ini dikatakan isoelektronik (iso Yunani, "sama") dengan gas mulia terdekat. Gambar 36 menunjukkan hubungan ini. Ketika atom logam alkali [Grup 1A (1)] kehilangan elektron valensi tunggalnya, ia menjadi isoelektronik dengan gas mulia sebelumnya. Sebagai contoh ion Na^{+} ($1s^2 2s^2 2p^6$) isoelektronik dengan neon (Ne):

Ne ($1s^2 2s^2 2p^6$). Ketika atom halogen [Grup 7A (17)] menerima satu elektron maka ia menjadi isoelektronik dengan gas mulia berikutnya, contoh ion bromida isoelektronik dengan krypton (Kr): Br ($[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^5$), Br ($[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^6$) [isoelektronik dengan Kr ($[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^6$)] (Silbergberg, 2010). Berdasarkan uraian di atas dapat disimpulkan, isoelektron merupakan unsur atau ion yang mempunyai jumlah elektron sama, untuk lebih memahaminya perhatikan Gambar 36!



Gambar 36. Ion kelompok utama dan konfigurasi elektron gas mulia. Sebagian besar unsur yang membentuk ion monatomik yang isoelektronik dengan gas mulia terletak pada empat kelompok yang mengapit golongan 8A (18), dua di kedua sisi (Silbergberg, 2010)

Untuk lebih jelasnya perbedaan isotop, isobar, isoton, dan isoelektron simaklah video berikut <https://www.youtube.com/watch?v=xjDXExzkS38>.

b. Penamaan Senyawa

Selain menggunakan rumus untuk menunjukkan komposisi molekul dan komposisi senyawa, kimiawan telah mengembangkan sistem penamaan zat berdasarkan komposisinya. Pertama, kita membagi senyawa dalam tiga kategori: senyawa ionik, senyawa molekuler serta asam dan basa. Kemudian kita menerapkan aturan-aturan tertentu untuk menurunkan nama ilmiah untuk zat bersangkutan.

Senyawa ionik terbentuk dari kation (ion positif) dan anion (ion negatif). Dengan pengecualian penting untuk ion amonium, NH_4^+ , semua kation yang akan

Anda pelajari di sini diturunkan dari atom logam. Kation logam mengambil namanya dari nama unsurnya. Sebagai contoh perhatikan Tabel 8!

Tabel 8. Contoh Nama Unsur Logam dan Nama Kationnya

Unsur		Nama Kation	
Na	Natrium	Na ⁺	ion natrium (kation natrium)
K	Kalium	K ⁺	ion kalium (kation kalium)
Mg	Magnesium	Mg ²⁺	ion magnesium (kation magnesium)
Al	Aluminium	Al ³⁺	ion aluminium (kation aluminium)

Banyak senyawa ionik merupakan **senyawa biner** (*binary compound*), yaitu senyawa yang terbentuk dari hanya dua unsur. Untuk senyawa ionik biner, unsur pertama yang diberi nama adalah kation logam, diikuti dengan anion nonlogam. Jadi NaCl adalah natrium klorida. Anion diberi nama dengan mengambil bagian awal dari nama unsur itu (klorin) dan ditambah "-ida". Kalium bromida (KBr), seng iodida (ZnI₂), dan aluminium oksida (Al₂O₃) semuanya adalah senyawa biner.

Akhiran "-ida" juga digunakan untuk gugus anion tertentu yang mengandung unsur yang berbeda, seperti hidroksida (OH⁻) dan sianida (CN⁻). Jadi senyawa LiOH dan KCN diberi nama litium hidroksida dan kalium sianida. Senyawa ini dan beberapa senyawa ionik lainnya disebut **senyawa tersier** (*ternary compound*), yang berarti senyawa yang tersusun atas tiga unsur.

Logam-logam tertentu, khususnya **logam transisi**, dapat membentuk lebih dari satu jenis kation. Contohnya adalah besi. Besi dapat membentuk dua kation: Fe²⁺ dan Fe³⁺. Prosedur yang biasa dipakai untuk menunjukkan kation-kation berbeda dari unsur yang sama adalah dengan menggunakan angka Romawi. Angka Romawi I digunakan untuk memuat positif satu, II untuk memuat positif dua, dan seterusnya. Ini disebut *sistem Stock*. Dalam sistem ini, ion Fe²⁺ dan Fe³⁺ disebut besi (II) dan besi (III), dan senyawa FeCl₂ (mengandung ion Fe²⁺) dan FeCl₃ (mengandung ion Fe³⁺) disebut turut-turut besi-dua klorida dan besi-tiga klorida. Sebagai contoh lain, atom mangan (Mn) dapat memiliki beberapa memuat positif yang berbeda:

Mn ²⁺	MnO	mangan (II) oksida
Mn ³⁺	Mn ₂ O ₃	mangan (III) oksida
Mn ⁴⁺	MnO ₂	mangan (IV) oksida

Nama-nama senyawa ini disebut sebagai mangan-dua oksida, mangan-tiga oksida dan mangan-empat oksida.

Senyawa Molekuler

Senyawa molekuler mengandung unit-unit molekuler yang terpisah. Senyawa ini biasanya tersusun atas unsur-unsur nonlogam. Banyak senyawa molekuler yang berupa senyawa biner. Penamaan senyawa molekuler biner mirip dengan penamaan senyawa ionik biner. Pertama kita menempatkan nama dari unsur pertama dalam rumus dan sesudahnya unsur kedua diberi nama dengan menambahkan “-ida” ke nama dasar unsur tersebut. Contohnya: HCl (hidrogen klorida), HBr (hidrogen bromida), SiC (silikon karbida).

Sepasang unsur umumnya bisa saja membentuk beberapa senyawa yang berbeda. Contohnya: CO (karbon monoksida), CO₂ (karbon dioksida), SO₂ (belerang dioksida), SO₃ (belerang trioksida), NO₂ (nitrogen dioksida), N₂O₄ (dinitrogen tetraoksida).

Sebagai pengecualian, kita tidak menggunakan awalan Yunani untuk senyawa molekuler yang mengandung hidrogen. Biasanya, banyak dari senyawa-senyawa ini disebut dengan nama umum yang tidak sistematis atau dengan nama yang tidak secara khusus menandakan jumlah atom H yang ada. Contohnya: B₂H₆ (Dibroman), CH₄ (Metana), SiH₄ (Silan), NH₃ (Amonia), PH₃ (Fosfin), H₂O (Air), H₂S (Hidrogen sulfida).

Asam dan Basa

Asam (*acid*) dapat digambarkan sebagai zat yang menghasilkan ion hidrogen (H⁺) ketika dilarutkan dalam air. Rumus untuk asam tersusun atas satu atau lebih atom hidrogen dan sebuah gugus anion. Anion yang namanya diakhiri dengan “-ida” mempunyai bentuk asam dengan nama yang diawali dengan kata “asam” dan diikuti dengan nama anion tersebut. Contohnya dapat dilihat pada Tabel 9!

Tabel 9. Contoh Nama Anion dan asamnya

Anion	Asam
F ⁻ (fluorida)	HF (asam fluorida)
Cl ⁻ (klorida)	HCl (asam klorida)
Br ⁻ (bromida)	HBr (asam bromida)
I ⁻ (iodida)	HI (asam iodida)
CN ⁻ (sianida)	HCN (asam sianida)
S ²⁻ (sulfida)	H ₂ S (asam sulfida)

Asam yang mengandung hidrogen, oksigen dan unsur lain (unsur pusat) disebut **asam okso** (*oxoacid*). Rumus okso biasanya diawali dengan H, diikuti dengan unsur pusat dan kemudian O, seperti contoh berikut ini:

HNO ₃	Asam Nitrat
H ₂ SO ₄	Asam Sulfat
H ₂ CO ₃	Asam Karbonat
HClO ₃	Asam Klorat

Dua atau lebih asam okso mempunyai atom pusat yang sama tetapi jumlah O yang berbeda, aturan penamaan senyawa tersebut adalah sebagai berikut ini.

- (1) Penambahan satu atom O pada asam “-at”: Asamnya disebut asam “per...-at”. Jadi, menambahkan satu atom O pada HClO₃ akan mengubah asam klorat menjadi asam perklorat, HClO₄.
- (2) Pengurangan satu atom O dari asam “-at”: Asamnya disebut asam “-it”, Jadi, asam nitrat, HNO₃ menjadi asam nitrit, untuk HNO₂.
- (3) Pengurangan dua atom O dari asam “-at”: Asamnya disebut asam “hipo...-it”. Jadi, ketika HBrO₃ diubah menjadi HBrO asamnya disebut asam hipobromit.

Aturan untuk penamaan anion dari asam okso, disebut **anion okso** (*oxoanion*), adalah:

- (1) Ketika semua ion H dihilangkan dari asam yang berakhiran “-at”, nama anionnya sama dengan nama asamnya tetapi kata “asam” dihilangkan. Sebagai contoh, anion CO₃²⁻ yang diturunkan dari H₂CO₃ disebut klorit.
- (2) Ketika semua ion H dihilangkan dari asam yang berakhiran “-it” nama anionnya sama dengan nama asamnya. Maka anion ClO₂⁻ yang diturunkan dari HClO₂ disebut klorit.

- (3) Nama dari anion yang satu atau lebih tapi tidak semua ion hidrogennya dihilangkan, harus menunjukkan jumlah ion H yang ada. Sebagai contoh, perbatikan anion-anion yang diturunkan dari asam fosfat:

H_3PO_4	Asam fosfat
H_2PO_4^-	Dihidrogen fosfat
PO_4^{3-}	Fosfat
HPO_4^{2-}	Hidrogen fosfat

Perhatikan bahwa kita menghilangkan awalan “mono-” ketika hanya terdapat satu H dalam anion.

Tabel 10. Contoh Nama Asam dengan Satu Atom H

Asam	Anion
HClO_4 (asam perklorat)	ClO_4^- (perklorat)
HClO_3 (asam klorat)	ClO_3^- (klorat)
HClO_2 (asam klorit)	ClO_2^- (klorit)
HClO (asam hipoklorit)	ClO^- (hipoklorit)

Penamaan Basa

Basa (*base*) dapat digambarkan sebagai zat yang menghasilkan ion hidroksida (OH^-) ketika dilarutkan dalam air. Beberapa contohnya sebagai berikut ini!

NaOH	Natrium hidroksida
KOH	Kalium hidroksida
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Barium hidroksida

Amonia (NH_3), merupakan suatu senyawa molekular yang berwujud gas atau cairan murni, juga digolongkan sebagai basa. Senyawa ini tampak seperti satu pengecualian untuk definisi basa. Namun, perhatikan bahwa sepanjang suatu zat menghasilkan ion hidroksida ketika itu tetap bisa disebut basa. Pada kenyataannya, ketika amonia dilarutkan dalam air, NH_3 bereaksi sebagian dengan air menghasilkan ion NH_4^+ dan OH^- . Jadi amonia dapat digolongkan sebagai basa (Chang, 2010).



Tabel 11. Contoh dan Non Contoh / Ilustrasi untuk Atom, Ion, dan Molekul

Konsep	Contoh	Non Contoh
Nomor Atom	${}_{11}\text{Na}$ Nomor atom Na=11	${}^{23}\text{Na}$ Angka 23 bukan nomor atom Na, tetapi nomor massa
Nomor Massa	${}_{12}\text{Mg}^{24}$ Nomor massa Mg = 24	${}_{12}\text{Mg}^{24}$ Nomor massa Mg = 12
Atom	Atom Fe, Li, O, F, Ne Merupakan contoh lambang atom	H_2O , NH_3 , HCl Bukan atom, tetapi molekul
Molekul	Molekul H_2O_2 , H_2O , NH_3 , HCl	Molekul NaCl , KCl , MgO
Ion	S^{2-} dan Mg^{2+}	S dan Mg
Isotop	${}^{12}_6\text{C}$ dan ${}^{14}_6\text{C}$	${}^{14}_7\text{N}$ dan ${}^{15}_8\text{O}$
Isobar	${}^{15}_8\text{O}$ dan ${}^{15}_7\text{N}$	${}^{19}_9\text{F}$ dan ${}^{20}_{10}\text{Ne}$
Isoton	${}^{40}_{20}\text{Ca}$ dan ${}^{39}_{19}\text{K}$	${}^{15}_7\text{N}$ dan ${}^{14}_7\text{N}$
Isoelektron	O^{2-} dan F^{-1}	Na^{+1} dan Mg^{+}



4. Forum Diskusi

Diskusikanlah jawaban beberapa masalah dan pertanyaan berikut ini!

1. Atom merupakan partikel terkecil dari suatu zat yang memiliki sifat tidak bisa di bagi lagi. Pendapat seperti ini ternyata tidak sepenuhnya benar. Apa alasannya? Pembuktian bahwa atom bukan merupakan bagian terkecil dari suatu zat atau materi ditandai dengan ditemukannya elektron oleh Sir John Joseph Thomson. Pembuktian ini semakin menguat ketika ilmuwan berkebangsaan inggris Ernest Rutherford berhasil menemukan bahwa inti atom masih tersusun dari bagian yang lebih kecil berupa proton dan neutron. Elektron, proton, dan neutron menjadi partikel dasar yang menyusun sebuah atom. Lalu apa sebenarnya yang dimaksud dengan elektron, proton, dan neutron?
2. Apa yang Anda ketahui jika mendengar istilah atom, molekul dan ion? Apakah Anda tau penyusun materi yang ada di dunia ini? Jika Anda menjawab molekul, apakah Anda tau bahwa molekul disusun oleh suatu bagian terkecil lagi? Kenapa demikian!
3. Pada pembelajaran kimia, umumnya tidak menggunakan partikel dasar penyusun atom secara langsung, melainkan menggunakan nomor atom dan nomor massa. Kenapa? Tahukah Anda apa saja partikel dasar yang membentuk nomor atom dan nomor massa?
4. Tentukan jumlah proton, elektron dan neutron dari atom dan ion berikut ini!

Simbol	Proton	Elektron	Neutron
${}^{56}_{26}\text{Fe}$			
${}^{197}_{79}\text{Au}$			
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$			
${}^{209}_{83}\text{Bi}^{3+}$			
${}^{80}_{35}\text{Br}^{-}$			

Simbol	Proton	Elektron	Neutron
${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$			

5. Berikut ini terdapat beberapa lambang atom dan ion



Tentukan yang termasuk isotop, isobar, isoton, dan isoelektron!

C. Penutup



1. Rangkuman

- 1) Suatu atom terdiri dari sebuah inti (di pusat atom) yang sangat padat yang tersusun atas proton dan neutron, dan elektron yang bergerak di sekitar inti pada jarak yang relatif besar dari inti. Proton bermuatan positif, neutron tidak bermuatan, dan elektron bermuatan negatif. Proton dan neutron mempunyai massa yang kira-kira sama, yaitu sekitar 1840 kali lebih besar dari pada massa elektron.
- 2) Nomor atom suatu unsur adalah jumlah proton dalam inti atom dari unsur tersebut; nomor atom menentukan identitas suatu unsur. Nomor massa adalah hasil penjumlahan antara jumlah proton dan jumlah neutron dalam inti.
- 3) Isotop adalah atom-atom dari unsur yang sama yang mempunyai jumlah proton yang sama tetapi jumlah neutron yang berbeda.
- 4) Isobar adalah sejumlah unsur yang mempunyai nomor massa sama (Z) tapi nomor atom berbeda.
- 5) Isoton adalah sejumlah unsur yang mempunyai jumlah neutron yang sama tapi proton yang berbeda.
- 6) Isoelektron adalah atom atau ion yang memiliki jumlah elektron yang sama, sehingga konfigurasi elektronnya juga sama.
- 7) Setiap senyawa memiliki nama tertentu sesuai aturan penamaannya secara kimia.



2. Tes Formatif

Bacaan untuk soal nomor 1 dan 2

Partikel Penyusun Atom

Atom terdiri dari partikel-partikel dasar yaitu proton, neutron dan elektron. Eugene Goldstein pada tahun 1886 melakukan percobaan dengan memodifikasi tabung sinar katode. Berdasarkan percobaan ditemukan sebuah partikel yang bermuatan positif dan disebut proton. Muatan 1 proton adalah positif 1 atau +1.

J. J. Thomson pada tahun 1897 melakukan percobaan dengan menggunakan tabung sinar katode. Dimana Thomson menemukan sebuah partikel bermuatan negatif menamakannya sebagai elektron.

Pada 1932, James Chadwick melakukan penelitian lebih lanjut dimana ditemukan partikel bermuatan netral dan memiliki massa hampir sama dengan partikel proton (bermuatan positif). Partikel ini kemudian dinamakan sebagai neutron.

1. Suatu atom terdiri atas tiga partikel dasar. Salah satu partikel itu adalaha.... yang terletak padab...., memiliki muatanc.... dan bermassa 1 sma. Partikel ini ditemukan olehd..... Jawaban yang tepat untuk a, b dan c adalah
 - A. elektron, inti atom, -1
 - B. elektron, inti atom, 0
 - C. neutron, inti atom, 0
 - D. neutron, kulit, 0
 - E. proton, kulit, 1
2. Perhatikan tabel berikut!

Partikel	Penemu	Muatan	Lambang
Elektron	a	b	c
d	Goldstein	e	f
G	h	0	i

Jawaban yang tepat untuk b, d dan h adalah

- A. -1, proton, J. Chadwick
- B. -1, proton, J.J Thomson
- C. +1, proton, J. Chadwick
- D. +1, neutron, J. J Thomson
- E. 0, neutron, J.Chadwick

Bacaan ini untuk soal nomor 3



Sumber : www.suara.com%2Flifestyle%2F2016%2F04%2F07%2F073503%2Fini-keunggulan-garam-laut-ketimbang-garam-dapur-biasa&psig=AOvVaw1Ut4_p31DmyA4rQoGuBj58&ust=1569132934270289

Garam dapur adalah mineral yang membuat rasa asin. Garam dalam adalah mineral kristal yang dikenal sebagai halite. Garam diperlukan oleh tubuh, tetapi bila dikonsumsi secara berlebihan dapat menyebabkan penyakit, seperti tekanan darah tinggi. Garam juga digunakan sebagai bumbu dapur dalam masakan. Biasanya garam dapur yang tersedia adalah Natrium klorida (NaCl) yang dihasilkan oleh air laut.

Klorin adalah salah satu unsur kimia yang berada pada golongan VIIA dengan simbol Cl dan nomor atom 17. Klorin berupa gas berwarna kuning-hijau pada suhu kamar. Gas klorin pertama kali disintesis melalui reaksi kimia sekitar tahun 1630. Karena sangat reaktif, semua klorin di kerak Bumi dalam bentuk senyawa ion klorida (termasuk juga garam dapur).

3. Jika diketahui nuklida $^{35}_{17}\text{Cl}$, maka jumlah proton, elektron dan neutron adalah
 - A. 35 proton, 18 elektron, 17 neutron

- B. 17 proton, 18 elektron, 35 neutron
C. 17 proton, 17 elektron, 18 neutron
D. 17 proton, 18 elektron, 17 neutron
E. 18 proton, 17 elektron, 17 neutron
4. Unsur kimia diidentifikasi melalui nomor atomnya. Nomor atom atau nomor proton dari suatu unsur kimia adalah jumlah proton yang ditemukan dalam inti atom. Jumlahnya sama dengan jumlah muatan pada inti.
Jika Dwi diberikan soal oleh guru mengenai ion X^{3+} yang mempunyai 10 elektron dan 14 neutron dan Dwi diinstruksikan untuk menentukan nomor atom dari unsur X, maka jawaban Dwi adalah
- A. 7
B. 10
C. 13
D. 14
E. 27
5. Sebuah molekul tersusun dari dua atau lebih atom yang saling berikatan melalui ikatan kimia. Istilah molekul diturunkan dari the bahasa Latin, "moles" yang berarti unit kecil massa. Molekul atau partikel yang teramat halus, berasal dari bahasa Prancis molécule, dari bahasa Neo-Latin molecula. Molekul salah satu jenis nya adalah molekul unsur. Perhatikan beberapa molekul berikut!
- (1) H_2O
(2) P_4
(3) H_2SO_4
(4) CH_4
- Dari molekul di atas, yang termasuk molekul unsur adalah
- A. 1
B. 2
C. 3
D. 4
E. semua salah

Bacaan ini untuk soal nomor 6

Karbon atau zat arang merupakan unsur kimia yang mempunyai simbol C. Karbon merupakan salah satu unsur yang diketahui keberadaannya sejak zaman kuno. Istilah "karbon" berasal dari bahasa Latin carbo, yang berarti batu-bara. Terdapat tiga macam karbon yang ditemukan secara alami, yakni ^{12}C dan ^{13}C yang stabil, dan ^{14}C yang bersifat radioaktif dengan waktu paruh peluruhannya sekitar 5730 tahun. karbon-12 (C-12) membentuk 98,93% karbon yang ada di bumi, sementara Karbon-13 (C-13) membentuk sisanya yakni 1,07%. Konsentrasi C-12 lebih meningkat pada material biologi karena reaksi biokimia menyingkirkan isotop C-13.

6. Unsur X mempunyai 11 proton dan 24 nomor massa, sedangkan unsur Y mempunyai nomor massa 23 dan nomor atom 11. Kedua atom tersebut merupakan
- A. isotop
 - B. isobar
 - C. isoton
 - D. isoelektron
 - E. isomer
7. Siswa-siswi kelas X diberikan data unsur sebagai berikut,
 $^{56}_{26}\text{Fe}$ dan $^{226}_{88}\text{Ra}$
- Jika siswa-siswi diminta untuk menentukan jumlah proton dan netron kedua unsur secara berturut-turut, maka jawaban siswa-siswi tersebut seharusnya adalah
- A. (26 , 26) : (88 , 88)
 - B. (26 , 26) : (88 , 138)
 - C. (26 , 30) : (88 , 138)
 - D. (26 , 30) : (88 , 266)
 - E. (26 , 56) : (88 , 138)
8. Sifat kimia adalah sifat dari suatu materi yang dapat diamati setelah materi tersebut mengalami perubahan kimia. Contoh sifat kimia, yaitu kestabilan

(mudah tidaknya zat tersebut berubah), mudah tidaknya zat terbakar, berkarat, beracun, membusuk, dan sebagainya. Diketahui ion-ion dengan jumlah elektron sebagai berikut:

1. A^{2+} , $e = 2$
2. B^+ , $e = 36$
3. C^{3-} , $e = 10$
4. D^- , $e = 10$
5. E^{3-} , $e = 18$

Unsur dari ion-ion yang memiliki sifat kimia sama ditunjukkan oleh angka

- A. 1 dan 2
 - B. 1 dan 4
 - C. 2 dan 3
 - D. 3 dan 5
 - E. 4 dan 5
9. Senyawa poliatomik umumnya merupakan senyawa ion yang terbentuk antara unsur logam yang melepaskan elektron membentuk ion positif (kation) dan unsur-unsur nonlogam yang saling berikatan kovalen membentuk ion negatif (anion). Tata nama senyawa poliatom dirumuskan sebagai berikut: Penamaan dimulai dengan menyebut kation dan diikuti anionnya, selain menggunakan akhiran -it atau -at, senyawa poliatom juga menggunakan akhiran -ida, teliti dalam mencermati angka indeks tiap senyawa poliatom. Berdasarkan informasi tersebut maka nama senyawa poliatom NH_4Cl adalah
- A. kalium sianida
 - B. seng hidroksida
 - C. amonium klorida
 - D. besi (III) sulfat
 - E. magnesium sulfat
10. Senyawa oksida adalah persenyawaan suatu unsur dengan oksigen. Oksigen selalu bervalensi 2. Unsur-Unsur terbagi atas logam, non logam, dan metaloida. sehingga dari masing-masing dikenal oksidanya, yaitu oksida logam, oksida non logam, oksida metaloida.

Nama kimia dari senyawa MnO_2 adalah

- A. mangan oksida
- B. mangan (II) oksida
- C. mangan (III) oksida
- D. mangan (IV) oksida
- E. dimangan trioksida



Daftar Pustaka

- Achmad, Hiskia. 2001. *Struktur Atom, Struktur Molekul & Sistem Periodik*. PT. Citra Aditya Bakti.
- Bayharti, Yerimadesi, dan Ellizar. 2018. *Modul 1, Sub Materi Struktur Atom, Sistem Periodik Unsur, dan Ikatan Kimia*. PPG Dalam Jabatan. Kementerian Riset, Teknologi dan Pendidikan Tinggi.
- Brady, J. E., Jespersen, N. D. and Hyslop, A. 2012. *Chemistry the Molecular Nature of Matter* 6th edition. New York: John Wiley and Sons, Inc.
- Chang, R. 2010. *Chemistry* 10th Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Silberberg, Martin S. 2009. *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change* 5th Edition. Second Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.



No Kode: DAR2/Profesional/187/1/2019

MODUL 1 STRUKTUR ATOM DAN SISTEM PERIODIK UNSUR

KEGIATAN BELAJAR 3

SISTEM PERIODIK UNSUR

Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si.

Dr. Andromeda, M.Si.

Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si.

Dra. Iryani, M.S.

Dr. Mawardi, M.Si.

Hesty Parbuntari, S.Pd., M.Sc.

1 1A	2 2A	Representative elements										13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A												
1 H	2 He	Noble gases										3 Li	4 Be	Transition metals										5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3 Li	4 Be	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A												
11 Na	12 Mg	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr												
19 K	20 Ca	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe												
37 Rb	38 Sr	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn												
55 Cs	56 Ba	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112	113	114	115	116	(117)	118												
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112	113	114	115	116	(117)	118												
		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu														
		90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr														

(Jespersen, *et al.*, 2012)

KEGIATAN BELAJAR 3

SISTEM PERIODIK UNSUR

A. Pendahuluan



1. Deskripsi Singkat

Pada akhir abad ke-18, Lavoisier menyusun daftar 23 unsur yang diketahui pada waktu itu; pada 1870, diketahui 65 unsur; pada 1925 diketahui 88 unsur; pada saat ini sudah dikenal 118 unsur dan masih ada yang belum diperhitungkan, karena belum ditemukan nama unsurnya. Unsur-unsur ini bergabung membentuk jutaan senyawa, oleh karena itu dibutuhkan cara untuk mengenali dan mengelompokkan unsur-unsur tersebut. Pada pertengahan abad ke-19, sejumlah besar informasi mengenai reaksi, sifat, dan massa atom unsur membuat para peneliti mencatat pola perilaku unsur yang berulang, atau berkala.

Para ahli kimia telah berupaya dalam mengelompokkan unsur demi memudahkan kita untuk mengenali dan memahami unsur-unsur. Pada tahun 1871, ahli kimia Rusia Dmitri Mendeleev mengorganisir informasi ini ke dalam tabel dengan mendaftarkan unsur-unsur berdasarkan peningkatan massa atom yang diatur sedemikian rupa, sehingga unsur-unsur dengan sifat kimia yang serupa diletakkan di kolom yang sama.

Perkembangan tabel periodik pada abad kesembilan belas, ahli kimia memperhatikan adanya sifat kimia dan fisika unsur yang berulang secara berkala. Secara khusus, tabel periodik yang disusun oleh Mendeleev mengelompokkan unsur secara akurat dan mampu memprediksi sifat-sifat beberapa unsur yang belum ditemukan. Tabel periodik ini menjadi alat yang sangat diperlukan oleh para ahli kimia.

Pada Modul 1 Kegiatan Belajar 3 (M1KB3) ini akan dibahas tentang perkembangan sistem periodik unsur (sistem periodik Triade Dobereiner, Oktaf Newland, Mendeleev, dan modern), penggolongan sistem periodik unsur, dan hubungan konfigurasi elektron dengan sistem periodik unsur tersebut.



2. Relevansi

Manusia cenderung mengelompokkan sesuatu dengan kriteria tertentu agar mudah mengingat, mencari atau memakainya. Begitu pula dengan unsur-unsur kimia, setiap unsur memiliki sifat kimia dan sifat fisika yang berbeda. Bayangkan, bagaimana orang dapat mengingat sifat dari sekian banyak unsur dan senyawanya. Oleh sebab itu, data tentang unsur perlu diorganisir, agar lebih mudah dipelajari dan dipahami, demikian pula dapat meramal unsur-unsur yang belum ditemukan.

Sejak semula, para ahli kimia telah mengamati bahwa sekelompok unsur tertentu menunjukkan sifat-sifat yang mirip. Pada abad kesembilan belas kimiawan menemukan pengulangan periodik yang teratur dalam sifat-sifat fisika dan kimia, sehingga ditemukan suatu sistem yang dikenal dengan istilah sistem periodik unsur atau tabel periodik unsur.

Tabel periodik merupakan alat paling signifikan yang digunakan ahli kimia untuk mengorganisir dan mengingat fakta kimia. Banyak unsur menunjukkan kesamaan kuat satu sama lain, misalnya unsur lithium (Li), natrium (Na), dan kalium (K) semuanya lunak dan merupakan logam yang sangat reaktif. Unsur helium (He), neon (Ne), dan argon (Ar) semuanya merupakan gas yang sangat tidak reaktif. Susunan unsur-unsur dalam urutan peningkatan nomor atom, dengan unsur-unsur yang memiliki kemiripan sifat dalam arah vertikal, horizontal, dan diagonal dikenal sebagai tabel periodik unsur. Tabel ini menunjukkan nomor, simbol, dan bahkan massa atom untuk setiap unsur.

Sistem periodik unsur adalah susunan unsur-unsur berdasarkan urutan nomor atom dan kemiripan sifat unsur tersebut. Dengan adanya tabel periodik unsur, maka akan memudahkan kita melihat keteraturan, memahami dan menjelaskan suatu unsur.

Pada akhir abad 18, sudah ditemukan 11 unsur baru yang dipublikasikan oleh Lavoisier yaitu klorin, kobalt, hidrogen, mangan, molibdenum, nikel, nitrogen, oksigen, fosforus, platina dan wolfram. Pada tahap-tahap berikutnya terus ditemukan dua sampai tiga unsur setiap tahun dan mulai saat ini sudah dikenal 118 macam unsur. Delapan puluh tiga diantaranya terdapat secara alami di bumi. Sisanya telah dibuat oleh ilmuwan.

Kebanyakan unsur dapat berinteraksi dengan satu atau lebih unsur lain membentuk senyawa. Sebagai contoh, gas hidrogen terbakar dalam gas oksigen membentuk air, suatu senyawa mempunyai sifat yang sangat berbeda dengan sifat dari unsur-unsur pembentuknya.

Dengan membahas materi sistem periodik unsur berarti kita akan memahami perkembangan sistem periodik unsur, penggolongan periodik unsur, dan hubungan konfigurasi dengan sistem periodik unsur. Dengan mempelajari sistem periodik unsur dapat kita ketahui bahwa sistem periodik unsur disusun berdasarkan blok, golongan dan periode. Pengelompokkan ini didasarkan pada kecenderungan sifat dari unsur-unsur tersebut. Dengan pengelompokkan unsur pada sistem periodik ini, maka kita akan lebih mudah dalam mengetahui dan menghafalkan unsur-unsur yang ada di alam. Tabel periodik juga memudahkan kita untuk mengetahui data-data mengenai unsur yang ada, misalnya nomor atom, nomor massa, titik leleh, titik didih dan lain-lain. Dengan mempelajari sistem periodik, maka kita bisa mengenali unsur-unsur yang ada di alam.

Materi pada M1KB3 ini merupakan dasar dalam mempelajari materi kimia di SMA/MA terutama dalam mempelajari materi ikatan kimia. Berdasarkan silabus mata pelajaran kimia SMA/MA kurikulum 2013 revisi 2018, materi pada M1KB3 ini merupakan materi pokok kimia kelas X semester 1 SMA/MA.



3. Petunjuk Belajar

Supaya proses pembelajaran berjalan dengan lancar, ikutilah langkah-langkah pembelajaran berikut ini.

- h. Pahamiilah capaian pembelajaran, sub capaian pembelajaran, dan uraian materi pada setiap KB!
- i. Untuk lebih memahami materi pembelajaran, bukalah semua jenis media dan *link* media pembelajaran yang ada untuk setiap KB!
- j. Untuk memudahkan Anda mengingat kembali uraian materi, maka bacalah rangkuman pada KB ini!
- k. Kerjakanlah tes formatif yang terdapat pada KB ini untuk menguji apakah anda sudah sampai ke tujuan pembelajaran!
- l. Ikutilah forum diskusi dengan sungguh-sungguh karena aktivitas Anda dalam berdiskusi akan dinilai oleh instruktur!
- m. Jawaban Anda bisa dicek pada kunci jawaban (kunci jawaban dapat dilihat pada akhir KB 4 modul ini).
- n. Apabila Anda telah memperoleh nilai di atas 80, silahkan lanjut dengan kegiatan belajar 4 (M1KB4). Jika belum mencapai 80, pelajari kembali kegiatan sebelumnya. Point untuk masing-masing nilai tugas dan tes akhir sudah ada pada naskah soal. Begitu selanjutnya untuk kegiatan belajar 4. Nilai akhir kegiatan belajar untuk modul ini ditentukan oleh rata-rata nilai setiap kegiatan.

$$NA \text{ kegiatan} = \frac{KB 1 + KB 2 + KB3 + KB4}{4}$$

B. Inti



1. Capaian Pembelajaran

Menganalisis hubungan struktur atom dengan sifat-sifat keperiodikan unsur.

Setelah mempelajari modul ini, Anda diharapkan mampu:

- a. Menganalisis perkembangan sistem periodik unsur.
- b. Menganalisis hubungan konfigurasi elektron terhadap letak suatu unsur dalam sistem periodik unsur.



2. Pokok-pokok Materi

- Perkembangan sistem periodik unsur
- Penggolongan periodik unsur
- Hubungan Konfigurasi Elektron dengan Sistem Periodik Unsu



3. Uraian Materi

a. Perkembangan Sistem Periodik Unsur



Gambar 37. Rak Buku Perpustakaan

Dalam sistem periodik, tiap unsur terletak pada kotak tertentu sehingga ada kelompok yang mempunyai kemiripan sifat. Kemiripan itu terdapat dalam arah vertikal, horizontal dan diagonal. Misalnya, pada perpustakaan, buku-buku dikelompokkan berdasarkan jenisnya, ada buku agama, sains, bahasa dan sosial. Setiap buku yang dikelompokkan pasti mempunyai kemiripan. Unsur-unsur kimia yang terdapat di alam memiliki sifat-sifat yang khas, sifat tersebut mempunyai keteraturan yang disusun dalam sistem periodik unsur. Mengapa demikian? Lalu bagaimana dengan pengelompokkan dalam sistem periodik? Ayo cari tahu dengan semangat!

Pada abad kesembilan belas, ketika para kimiawan masih samar-samar dalam memahami gagasan tentang atom dan molekul, dan belum mengetahui adanya elektron dan proton, mereka menyusun tabel periodik dengan menggunakan pengetahuannya tentang massa atom. Mereka telah melakukan

pengukuran massa atom dari sejumlah unsur dengan teliti. Penyusunan unsur-unsur menurut massa atomnya dalam tabel periodik tampak logis bagi para kimiawan yang berpendapat bahwa perilaku kimia bagaimanapun juga harus berhubungan dengan massa atom.

Manusia cenderung mengelompokkan sesuatu dengan kriteria tertentu agar mudah mengingat, mencari atau memakainya. Dalam ilmu kimia, unsur-unsur yang terdapat di alam begitu banyak. Untuk memudahkan kita dalam mempelajari unsur-unsur yang begitu banyak diperlukan suatu cara agar mudah untuk mengenali unsur tersebut. Sistem periodik unsur merupakan suatu sistem yang memperlihatkan pengelompokan unsur atau susunan unsur secara teratur. Para ahli kimia telah berupaya dalam mengelompokkan unsur demi memudahkan kita untuk mengenali dan memahami unsur-unsur.

a) Sistem Periodik Dobereiner

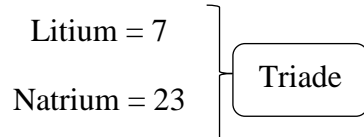
Salah seorang ahli kimia yang berupaya mengelompokkan unsur yaitu Johann W Dobereiner (Gambar 38), seorang profesor kimia dari Jerman. Pada tahun itu, telah dikenal sekitar 40 macam unsur.

Johann W Dobereiner, pada tahun 1817 menemukan kelompok tiga unsur yang mempunyai kemiripan sifat yang ada hubungannya dengan massa atom relatif, seperti contoh berikut ini. Kelompok tiga unsur ini disebut “**Triad**”. Johann W Dobereiner, orang pertama yang menemukan adanya hubungan antara sifat unsur dan massa atom relatif.

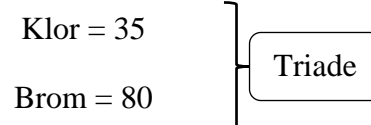


Gambar 38. Johann W Dobereiner (Jespersen *et al.*, 2012, 2012)

Kelompok I



Kelompok II



Unsur-unsur kelompok I dan II di atas disebut **triade**, terlihat bahwa massa atom relatif Natrium, Na (23), kira-kira sama dengan setengah dari jumlah massa atom relatif Litium, Li (7) dan Kalium, K (39).

$$\text{Massa atom relatif Na} = \frac{1}{2}(7+39) = 23$$

Berdasarkan temuannya, Dobereiner menemukan suatu hukum:

Suatu triade adalah tiga unsur yang disusun berdasarkan kenaikan massa atom relatif (Ar)-nya, sehingga Ar unsur kedua kira-kira sama dengan rata-rata Ar unsur pertama dan ketiga.

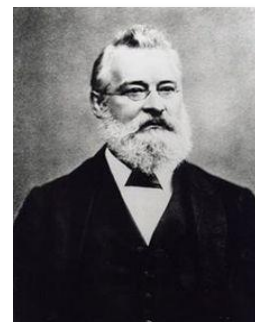
Meskipun “triade” ini masih jauh dari sempurna namun penemuan Johann W Dobereiner ini mendorong orang untuk menyusun daftar unsur-unsur sesuai dengan sifatnya (Achmad, 2001).

b) Sistem Periodik Newlands

Pada tahun 1865 seorang ahli kimia dari Inggris bernama John A.R Newlands (Gambar 39) juga ikut serta dalam mengelompokkan unsur. Daftar unsur yang disusun oleh Newlands ini dinamakan dengan **Hukum Oktaf Newland**. (Achmad, 2001 dan Syukri, 1999)

John Newlands menyusun unsur dalam kelompok tujuh unsur dan menemukan hubungan antara sifat unsur dengan massa atom relatifnya, yaitu:

“Jika unsur disusun berdasarkan kenaikan massa atom relatifnya, maka pada unsur kedelapan sifatnya mirip dengan unsur yang pertama, dan unsur yang kesembilan dengan unsur yang kedua, dan seterusnya” (Syukri, 1999).



Gambar 39. John A.R Newlands (Jespersen *et al.*, 2012)

Perhatikan Tabel 12!

Tabel 12. Penggolongan Unsur Menurut Hukum Oktaf Newlands (Achmad, 2001)

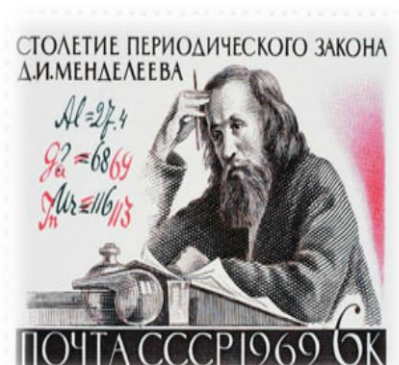
I	II	III	IV	V	VI	VII
Li 6,94	Be 9,01	B 10,9	C 12	N 14	O 16	F 19
Na 23	Mg 24,3	Al 27	Si 28,1	P 31	S 32,1	Cl 35,5
K 39,1	Ca 40,1	Ti 47,9	Cr 52,0	Mn 54,9	Fe 55,9	Dst

Namun, pada tabel periodik Newlands, masih ada beberapa kotak yang diisi oleh lebih dari satu unsur. Berdasarkan kelemahan sistem periodik Newlands tersebut, pengelompokan unsur selanjutnya dilakukan oleh **Mendeleev**.

c) Sistem Periodik Mendeleev

Dalam waktu tiga tahun setelah Newlands mengumumkan “Hukum Oktaf” Lothar Meyer dan Dimitri Ivanovich Mendeleev (Gambar 4) bekerja di tempat terpisah menemukan hubungan yang lebih terperinci antara massa atom relatif dan sifat unsur. Kedua ahli ini menemukan sifat periodik, jika unsur-unsur diatur menurut kenaikan massa atom relatif. Meyer dalam mempelajari keperiodikan unsur-unsur lebih menekankan perhatiannya pada sifat-sifat fisika. Meyer membuat grafik dengan mengalurkan volume atom unsur terhadap massa atom relatif. Volume atom unsur diperoleh dengan cara membagi massa atom relatif dengan kerapatan unsur.

Tabel menunjukkan bahwa unsur-unsur yang sifatnya mirip, terletak di tempat tertentu dalam setiap bagian tabel yang mirip bentuknya. Misalnya unsur-unsur alkali (Na, K, Rb) terdapat di puncak tabel, ini menunjukkan bahwa ada hubungan antara sifat unsur dengan massa atom relatifnya (Achmad, 2001).



Gambar 40. Dimitri Mendeleev (Jespersen *et al.*, 2012 dan Tro, 2011)

Awalnya Mendeleev mencoba mengelompokkan unsur dengan mencari tahu informasi sebanyak-banyaknya tentang unsur-unsur tersebut, salah satunya tentang sifat fisis dan kimia unsur. Perhatikanlah Gambar 41 dan Tabel 13!

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca

Gambar 41. Pengulangan Sifat Unsur-Unsur (Tro, 2011)

Penampilan sifat berulang unsur-unsur berdasarkan urutan peningkatan nomor atom (Mendeleev menggunakan massa relatif, yang serupa). Warna setiap unsur mewakili sifat-sifatnya. Perhatikan bahwa sifat (warna) unsur-unsur ini membentuk pola berulang (Tabel 13).

Tabel 13. Uraian Sifat Beberapa Unsur (Syukri, 1999)

Urutan massa atom	Massa atom	Lambang	Sifat fisis dan sifat kimia
1	7	Li	Logam lunak, kerapatan rendah, secara kimia sangat aktif, membentuk Li_2O , LiCl
2	9,4	Be	Jauh lebih keras daripada Li, kerapatan rendah, kurang aktif dibandingkan Li, membentuk BeO , BeCl_2
3	11	B	Sangat keras, bukan logam, kurang reaktif, membentuk B_2O_3 , BCl_3
4	12	C	Rapuh, bukan logam, tak reaktif pada suhu kamar, membentuk CO_2 , CCl_4
5	14	N	Gas, kurang reaktif, membentuk Na_2O_5 , NCl_3
6	16	O	Gas, cukup reaktif, bereaksi dengan kebanyakan unsur, membentuk Na_2O , BeO
7	19	F	Gas, sangat aktif, merangsang hidung, membentuk NaF , BeF_2
8	23	Na	Logam, lunak, kerapatan rendah, sangat aktif, membentuk Na_2O , NaCl (bandingkan dengan Li)
9	24	Mg	Jauh lebih keras daripada Na, kerapatan

Urutan massa atom	Massa atom	Lambang	Sifat fisis dan sifat kimia
			rendah, kurang aktif dibandingkan Na, membentuk MgO, MgCl (bandingkan dengan Be)
10	27,4	Al	Sekeras Mg, cukup reaktif, membentuk Al ₂ O ₃ , AlCl ₃ (bandingkan dengan B)
11	28	Si	Rapuh, bukan logam, tak reaktif, membentuk SiO ₂ , SiCl ₄ (bandingkan dengan C)
12	31	P	Titik leleh rendah, padat, reaktif, membentuk P ₂ O ₅ , PCl ₃ (bandingkan dengan N)
13	32	S	Titik leleh rendah, padat, agak reaktif, bereaksi dengan kebanyakan unsur, membentuk Na ₂ S, BeS, (bandingkan dengan O)
14	35,5	Cl	Gas, sangat reaktif, merangsang hidung, membentuk NaCl, BeCl ₂ (bandingkan dengan F)
15	39	K	Logam, lunak, kerapatan rendah, sangat reaktif, membentuk K ₂ O, KCl (bandingkan dengan Li dan Na)
16	40	Ca	Jauh lebih keras dari K, kurang reaktif daripada K, membentuk CaO, CaCl ₂ (bandingkan dengan Be dan Mg)

Unsur-unsur disusun menurut kenaikan massa atom relatif seperti yang digunakan oleh Newlands dengan beberapa perbaikan antara lain sebagai berikut (Achmad, 2001).

- 1) Besarnya selisih massa atom relatif dua unsur yang berurutan sekurang-kurangnya dua satuan.
- 2) Bagi unsur-unsur yang dikenal sebagai unsur transisi disediakan jalur khusus.
- 3) Beberapa tempat dikosongkan untuk unsur-unsur yang belum ditemukan pada waktu itu yang mempunyai massa atom 44, 68, 72, dan 100.

- 4) Melakukan koreksi terhadap harga massa atom relatif yang dianggap tidak tepat. Misalnya massa atom relatif Cr bukan 44,3 tetapi 52,0.
- 5) Tanpa eksperimen ia mengubah valensi boron dan aluminium dari 2 menjadi 3.
- 6) Meramal sifat unsur-unsur yang belum dikenal, misalnya sifat-sifat ekasilikon (Ge)

Meendeleev mengusulkan adanya unsur yang belum ditemukan yang disebut eka-aluminium (Gambar 40) dan Eka-silikon (Gambar 41). *Eka* adalah istilah Sanskerta yang artinya “pertama” jadi eka-aluminium adalah unsur pertama di bawah aluminium dalam golongan yang sama. Ketika galium ditemukan 4 tahun kemudian sifat-sifatnya sangat mirip dengan sifat-sifat eka-aluminium yang diramal seperti ditunjukkan pada Tabel 14.

Tabel 14. Sifat eka-aluminium (Ea) yang diramalkan Mendeleev (1871) dibandingkan Galium (Ga) (1886)

Sifat	Eka-Aluminium (Ea)	Galium (Ga)
Massa atom	68 sma	69,9 sma
Titik Leleh	Rendah	29,78°C
Kerapatan	5,9 g/cm ³	5,94 g/cm ³
Rumus Oksida	Ea ₂ O ₃	Ga ₂ O ₃

(Achmad, 2001, Chang, 2011, dan Syukri, 1999)



Gambar 42. Eka-aluminium (Tro, 2011 dan Chang, 2011)



Gambar 43. Eka-silikon (Tro, 2011 dan Chang, 2011)

Mendeleev mengelompokkan semua unsur yang diketahui dalam sebuah tabel di mana massa relatif meningkat dari kiri ke kanan dan unsur-unsur dengan sifat serupa diselaraskan dalam kolom vertikal yang sama (Tabel 14). Karena banyak unsur belum ditemukan, tabel Mendeleev mengandung beberapa celah, yang memungkinkannya untuk memprediksi keberadaan unsur yang belum ditemukan. Misalnya, Mendeleev meramalkan keberadaan unsur yang disebutnya eka-silikon, yang jatuh di bawah silikon di atas meja dan di antara galium dan arsenik. Pada tahun 1886, eka-silikon ditemukan oleh ahli kimia Jerman Clemens Winkler (1838–1904) dan ditemukan memiliki hampir sifat-sifat yang telah diantisipasi Mendeleev. Winkler menamai unsur germanium, setelah negara asalnya.

Pada tahun 1869, Dimitri Mendeleev membuat daftar unsur yang merupakan perbaikan dari hukum Oktaf Newlands. Pada waktu itu telah dikenal sekitar 65 unsur. Selain dari sifat fisika Mendeleev menggunakan sifat-sifat kimia untuk menyusun daftar unsur-unsur berdasarkan kenaikan massa atom relatif. Susunan unsur Mendeleev ini merupakan sistem periodik pertama atau sering disebut dengan sistem periodik unsur bentuk pendek. Dalam hal ini Mendeleev mengungkapkan suatu hukum yang dikenal sebagai *hukum periodik* yang berbunyi:

“Sifat unsur-unsur merupakan fungsi periodik/ berkala dari massa atom relatifnya”. (Achmad, 2001 dan Syukri, 1999)

Tabel 15. Tabel Periodik Pertama. Tabel periodik Mendeleev kira-kira seperti yang muncul pada tahun 1871. Angka-angka di sebelah simbol adalah massa atom (Brady *at.al.*, 2009: 48)

	Group I	Group II	Group III	Group IV	Group V	Group VI	Group VII	Group VIII
1	H 1							
2	Li 7	Be 9.4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	Na 23	Mg 24	Al 27.3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35.5	
4	K 39	Ca 40	— 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe 56, Co 59 Ni 59, Cu 63
5	(Cu 63)	Zn 65	— 68	— 72	As 75	Se 78	Br 80	
6	Rb 85	Sr 87	?Yt 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	— 100	Ru 104, Rh 104 Pd 105, Ag 108
7	(Ag 108)	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 128	I 127	
8	Cs 133	Ba 137	?Di 138	?Ce 140	—	—	—	— —
9	—	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er 178	?La 180	Ta 182	W 184	—	Os 195, Ir 197 Pt 198, Au 199
11	(Au 199)	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208	—		
12	—	—	—	Th 231	—	U 240	—	— — — —

Berawal dari hobi bermain kartu, Mendeleev mencoba menuliskan lambang serta massa atom dari unsur-unsur pada kartu-kartu. Kemudian ia menyusun unsur-unsur tersebut dengan melihat hubungan antara sifat unsur dan massa atom relatif. Perhatikanlah unsur di bawah ini!

Berdasarkan pengamatan yang telah dilakukan oleh Mendeleev, pada tahun 1869 Mendeleev membuat sistem periodiknya yang pertama seperti pada Tabel 15 di atas.

Kelebihan Sistem Periodik Mendeleev

Sistem periodik Mendeleev memiliki beberapa kelebihan, yaitu sebagai berikut ini.

- 1) Sifat kimia dan fisika unsur dalam satu golongan mirip dan berubah secara teratur, contoh:
 - (a) Sifat Li mirip dengan sifat Mg
 - (b) Sifat Be mirip dengan sifat Al
 - (c) Sifat B mirip dengan sifat Si
- 2) Kemiripan sifat ini dikenal sebagai hubungan diagonal.

- 3) Valensi tertinggi suatu unsur sama dengan nomor golongannya.
- 4) Dapat meramalkan sifat unsur yang belum ditemukan waktu itu dan telah mempunyai tempat yang kosong.
- 5) Perubahan sifat yang mendadak dari unsur halogen yang sangat elektronegatif ke unsur alkali yang sangat elektropositif menunjukkan adanya sekelompok unsur yang tidak bersifat elektronegatif maupun elektropositif.
- 6) Daftar ini tidak mengalami perubahan setelah ditemukan unsur-unsur gas mulia He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn diantara tahun 1890-1900.
(Achmad, 2001 dan Syukri, 1999).

Keterbatasan Daftar Mendeleev

Selain memiliki kelebihan, sistem periodik Mendeleev juga mempunyai beberapa kekurangan, yaitu sebagai berikut ini.

- 1) Panjang periode tidak sama dan sebabnya tidak dijelaskan.
- 2) Beberapa unsur tidak disusun berdasarkan kenaikan Ar-nya, contoh:
Ar (39,9) ditempatkan sebelum K (39,1)
Co (58,9) ditempatkan sebelum Ni (58,7)
Te (127,6) ditempatkan sebelum I (126,9)
Th (232,0) ditempatkan sebelum Pa (231,0)
U (238,0) ditempatkan sebelum Np (237,0)
- 3) Triade besi (Fe, Co, Ni), triade platina ringan (Ru, Rh, Pd) dan triade platina (Os, Ir, Pt), dimasukkan ke dalam golongan 8, 9 dan 10. Diantara unsur-unsur golongan ini hanya Ru dan Os yang mempunyai valensi 8.
- 4) Selisih massa atom relatif antara dua unsur yang berurutan tidak teratur (berkisar antara -1 dan +4), sehingga sukar untuk meramal unsur-unsur yang belum ditemukan.
- 5) Perubahan sifat unsur dari elektronegatif melalui sifat lamban (Inert) dari gas mulia ke sifat elektropositif, tidak dapat dijelaskan dengan bertambahnya massa atom relatif.

- 6) Unsur-unsur lantanida yang terdiri dari 14 unsur dimasukkan ke dalam satu golongan.
- 7) Valensi unsur yang lebih dari satu, sulit diramalkan dari golongannya.
- 8) Anomali (penyimpangan) unsur hydrogen dari yang lain tidak dijelaskan.
- 9) Jika daftar disusun berdasarkan atas massa atom relatif, maka isotop unsur yang sama harus ditempatkan di golongan yang berbeda, sedangkan isobar seperti: 40_{Ar} , 40_{K} , 40_{Ca} , harus dimasukkan ke dalam satu golongan.

(Achmad, 2001).

d) Sistem Periodik Modern

Pada tahun 1913, dua tahun setelah Rutherford mengusulkan model nuklir atom, fisikawan Inggris Henry Moseley (1887–1915), Gambar 8 mengembangkan konsep nomor atom. Membombardir unsur yang berbeda dengan elektron berenergi tinggi, Moseley menemukan bahwa setiap unsur menghasilkan sinar-X dari frekuensi unik dan frekuensi umumnya meningkat seiring dengan meningkatnya massa atom. Dia mengatur frekuensi sinar-X dengan menetapkan seluruh nomor unik, yang disebut nomor atom, untuk setiap unsur. Moseley dengan benar mengidentifikasi nomor atom sebagai jumlah proton dalam inti atom.

Konsep nomor atom mengklarifikasi beberapa masalah dalam tabel periodik Moseley, yang didasarkan pada bobot atom. Sebagai contoh, berat atom Ar (nomor atom 18) lebih besar dari K (nomor atom 19), namun sifat kimia dan fisik Ar lebih mirip dengan Ne dan Kr daripada seperti Na dan Rb. Namun, ketika unsur-unsur disusun dalam urutan peningkatan nomor atom, daripada peningkatan berat atom, Ar dan K muncul di tempat yang benar dalam tabel. Studi Moseley juga memungkinkan untuk mengidentifikasi "holes" dalam tabel periodik, yang mengarah pada penemuan unsur yang sebelumnya tidak diketahui (Brown, *at. al.*, 2012).

Setelah nomor atom ditemukan, segera disadari bahwa unsur-unsur dalam tabel Mendeleev diatur secara tepat dalam urutan peningkatan nomor atom. Dengan kata lain, jika kita mengambil nomor atom sebagai dasar untuk mengatur

unsur secara berurutan, tidak ada saklar yang mengganggu dan unsur Te dan I atau Ar dan K tidak lagi menjadi masalah. Nomor atom menunjukkan jumlah proton dalam inti atom dan menentukan urutan unsur-unsur dalam tabel periodik. Data ini menunjukkan implikasi penting berkenaan dengan hubungan antara jumlah elektron dalam atom dan sifat kimia atom (Brady, *at.al.*, 2009). Dengan demikian sifat-sifat unsur ditentukan oleh nomor atom. Keperiodikan sifat fisika dan kimia unsur disusun berdasarkan nomor atomnya. Pernyataan tersebut disimpulkan berdasarkan hasil percobaan Henry Moseley pada tahun 1913.

Menurut Moseley, sifat-sifat kimia unsur merupakan fungsi periodik dari nomor atomnya. Artinya, jika unsur-unsur diurutkan berdasarkan kenaikan nomor atomnya, maka sifat-sifat unsur akan berulang secara periodik. Dari sistem periodik Moseley ini kemudian dikembangkanlah **sistem periodik modern** (Petrucci, *et al.*, 2011).



Gambar 44. Henry G. J. Moseley, 1887 - 1915 (Petrucci *et al.*, 2011)

Perhatikanlah data unsur-unsur di bawah ini!

Periode 3 (Baris ketiga) : $_{17}\text{Cl}$, $_{18}\text{Ar}$, $_{12}\text{Mg}$, $_{15}\text{P}$
 Periode 4 (Baris keempat) : $_{19}\text{K}$, $_{22}\text{Ti}$, $_{30}\text{Zn}$, $_{32}\text{Ge}$, $_{28}\text{Ni}$, $_{25}\text{Mn}$, $_{27}\text{Co}$, $_{24}\text{Cr}$
 Periode 5 (Baris kelima) : $_{47}\text{Ag}$, $_{51}\text{Sb}$, $_{38}\text{Sr}$, $_{41}\text{Nb}$, $_{45}\text{Rh}$, $_{43}\text{Tc}$, $_{40}\text{Zr}$
 Periode 6 (Baris keenam) : $_{57}\text{La}$, $_{84}\text{Pb}$, $_{85}\text{At}$, $_{84}\text{Po}$, $_{78}\text{Pt}$, $_{73}\text{Ta}$, $_{74}\text{W}$, $_{81}\text{Ti}$, $_{76}\text{Os}$

Daftar asli Mendeleev telah berkembang menjadi tabel periodik modern. Tabel periodik modern ditampilkan pada Gambar 44. Dalam upaya untuk menstandarisasi, baru-baru ini the International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC), menyetujui suatu sistem, dimana golongan diberi nomor dari kiri ke kanan secara berurutan dari 1 sampai 18. Angka ini diletakkan di bawah penandaan Romawi. Namun, sistem ini telah menimbulkan perdebatan yang hebat, banyak ahli kimia menentanginya. Ahli kimia di Amerika Utara menyukai 87system di mana golongan yang lebih panjang diberi label 1A hingga 8A dan

golongan yang lebih pendek diberi label 1B hingga 8B dalam urutan yang digambarkan pada Gambar 44.

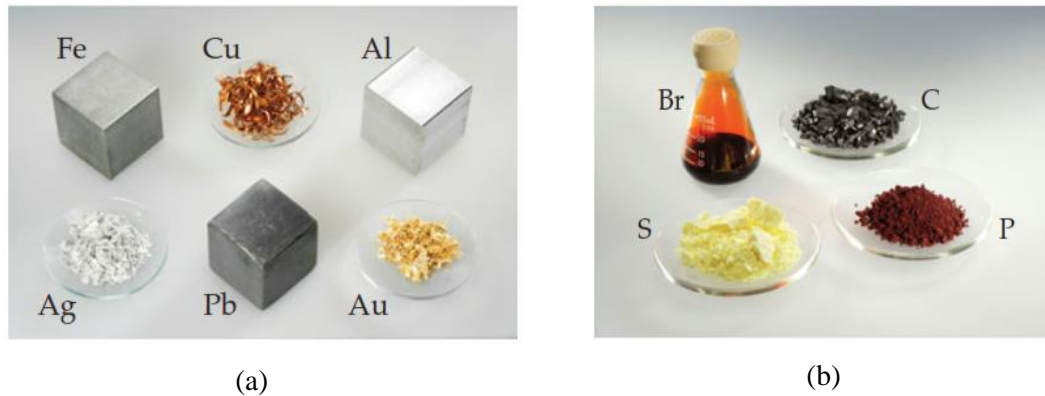
The image shows a modern periodic table with group designations. The groups are labeled as follows: 1A (1), 2A (2), 3B (3), 4B (4), 5B (5), 6B (6), 7B (7), 8B (8, 9, 10), 1B (11), 2B (12), 3A (13), 4A (14), 5A (15), 6A (16), 7A (17), and 8A (18). The elements are arranged in 7 periods. The atomic number and atomic mass are provided for each element. The lanthanides and actinides are shown as separate rows below the main table.

1	1 H 1.008	2 He 4.003																
2	3 Li 6.941	4 Be 9.012											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
3	11 Na 22.99	12 Mg 24.31	3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	8B (8) (9) (10)			1B (11)	2B (12)	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
4	19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.41	31 Ga 69.72	32 Ge 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
5	37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc [98]	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29
6	55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 La 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po [209]	85 At [210]	86 Rn [222]
7	87 Fr [223]	88 Ra [226]	89 Ac [227]	104 Rf [267]	105 Db [268]	106 Sg [271]	107 Bh [272]	108 Hs [270]	109 Mt [276]	110 Ds [281]	111 Rg [280]	112 Cn [285]	113 Uut [284]	114 Uuq [289]	115 Uup [288]	116 Uuh [293]	117 Uus [294]	118 Uuo [294]
Lanthanides			58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm [145]	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97		
Actinides			90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np [237]	94 Pu [244]	95 Am [243]	96 Cm [247]	97 Bk [247]	98 Cf [251]	99 Es [252]	100 Fm [257]	101 Md [258]	102 No [259]	103 Lr [262]		

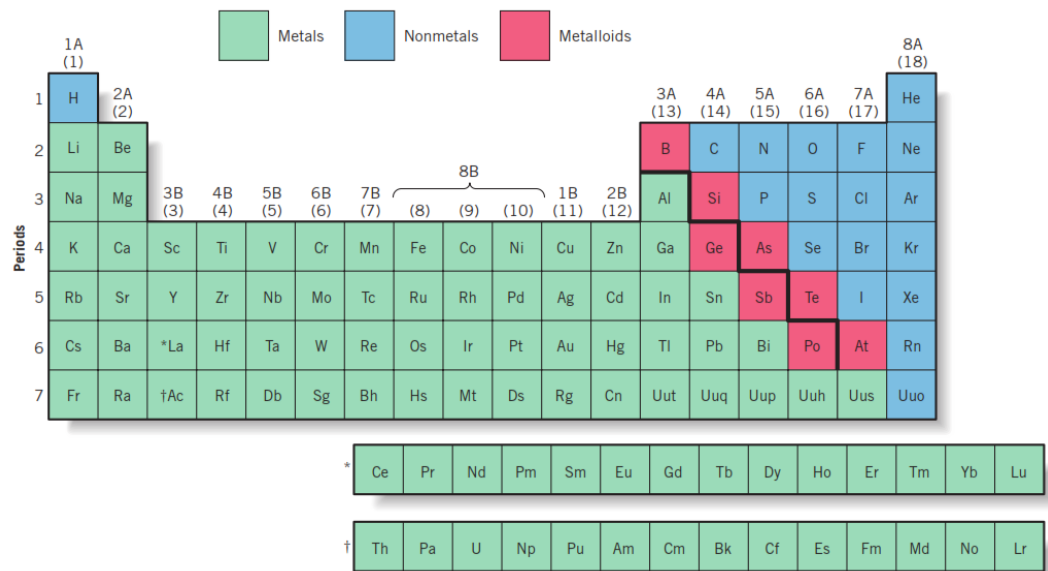
Gambar 45. Tabel Periodik Modern (Jespersen *et al.*, 2012:73 dan M. E. Wieser)

Dari Gambar 45 terlihat, pada suhu kamar, merkuri dan brom adalah cairan. Sebelas unsur adalah gas, termasuk gas mulia dan gas diatomik hidrogen, oksigen, nitrogen, fluor, dan klor. Unsur yang tersisa adalah padatan. Kode warna pada Gambar 9 menunjukkan bahwa, kecuali untuk hidrogen, semua unsur di sebelah kiri dan di tengah tabel adalah unsur logam atau logam. Semua unsur logam memiliki sifat yang spesifik, seperti berkilau dan memiliki konduktivitas listrik dan panas yang tinggi, dan semuanya kecuali merkuri (Hg) padat pada suhu kamar. Logam-logam dipisahkan dari unsur-unsur bukan logam, atau bukan logam, oleh garis stepping yang membentang dari boron (B) ke astatin (At). Perhatikan bahwa hidrogen, meskipun di sisi kiri tabel, adalah bukan logam. Pada suhu kamar beberapa bukan logam berbentuk gas, ada yang padat, dan satu lagi berbentuk cair. Nonlogam umumnya berbeda dari logam dalam penampilan (Gambar 10) dan dalam sifat fisik lainnya. Banyak Unsur yang terletak di sepanjang garis yang

memisahkan logam dari bukan logam memiliki sifat yang jatuh di antara logam dan logam. Unsur-unsur ini sering disebut sebagai metalloid (Brown *et al.*, 2012). Jadi, berdasarkan sifatnya, unsur dikelompokkan menjadi unsur logam, non logam, dan metalloid seperti pada Gambar 45 (Jespersen *et al.*, 2012).



Gambar 46. (a) Contoh Logam dan (b) Contoh Non Logam (Brown *at. al.*, 2012:51)



Gambar 47. Distribusi Logam, Bukan Logam, dan Metalloid Diantara Unsur-Unsur Dalam Table Periodik (Jespersen *et al.*, 2012)

Sistem periodik modern (disebut juga **sistem periodik panjang**) disusun berdasarkan **konfigurasi elektron unsur**. Letak unsur dalam sistem ini ditentukan

oleh orbital yang terisi paling akhir. Sistem periodik terdiri atas **periode** (baris/row, horizontal) dan **golongan** (kolom vertikal). Dalam sistem periodik, tiap unsur terletak pada kotak tertentu sehingga ada kelompok yang mempunyai kemiripan sifat. Kemiripan itu terdapat dalam arah vertikal, horizontal dan diagonal. (Syukri, 1999 & Jespersen *et al.*, 2012).

Untuk lebih memahami perkembangan sistem periodik unsur, silahkan dilihat, dipelajari dan dipahami video pada link: <https://www.youtube.com/watch?v=SpsHNCXgVao> (Video perkembangan sistem periodik lengkap).

b. Penggolongan Periodik Unsur

Dalam tabel periodik modern, periode dan golongan ditandai dengan angka biasa atau arab. Sistem penomoran yang selama ini dipakai di Amerika Serikat hampir sama dengan sistem Mendeleev, setiap golongan menggunakan angka Romawi dan huruf A atau B. Hal ini dapat dilihat pada bagian atas setiap golongan seperti pada Gambar 10 (Brady, *at.al.*, 2009).

Unsur-unsur di kolom yang lebih panjang (golongan A) dikenal sebagai unsur representatif atau **unsur golongan utama**. Yang termasuk dalam golongan B di tengah tabel disebut **unsur transisi**. Unsur dalam dua baris panjang di bawah badan utama tabel adalah **unsur transisi bagian dalam**, dan setiap baris diberi nama setelah unsur yang mengikuti di bagian utama tabel. Dengan demikian, unsur 58–71 disebut **unsur lantanida** karena mereka mengikuti lantanum ($Z = 57$), dan unsur 90–103 disebut **unsur aktinida** karena mereka mengikuti actinium ($Z = 89$). Beberapa golongan telah memperoleh nama umum. Misalnya, kecuali untuk hidrogen, unsur-unsur **Golongan 1A** adalah logam. Mereka membentuk senyawa dengan oksigen yang larut dalam air untuk memberikan solusi yang sangat basa, atau kaustik. Akibatnya, mereka disebut **logam alkali** atau hanya alkali. Unsur-unsur Golongan 2A juga merupakan logam. Senyawa oksigennya juga bersifat basa, tetapi banyak senyawa dari unsur Golongan 2A yang tidak dapat larut dalam air dan ditemukan dalam endapan di tanah. Karena sifat mereka dan di mana mereka terjadi di alam, unsur-unsur **Golongan 2A dikenal sebagai logam alkali tanah**.

Golongan 8A, disebut gas mulia, dulu disebut gas inert sampai diketahui bahwa anggota yang lebih berat dari golongan tersebut menunjukkan tingkat reaktivitas kimia yang kecil. Istilah mulia digunakan ketika ahli ingin menyarankan tingkat reaktivitas kimia yang sangat terbatas. Emas, misalnya, sering disebut sebagai logam mulia karena sangat sedikit bahan kimia yang mampu bereaksi dengannya. Akhirnya, unsur-unsur **Golongan 7A disebut halogen**, berasal dari kata Yunani yang berarti "laut" atau "garam." Klorin (Cl), misalnya, ditemukan dalam garam meja yang dikenal, suatu senyawa yang bertanggung jawab besar dalam rasa air laut yang asin. Golongan lain dari unsur perwakilan memiliki nama yang jarang digunakan, dan kami akan menamai golongan tersebut berdasarkan unsur pertama dalam keluarga. Misalnya, **golongan 5A adalah kelompok nitrogen**. Pengelompokan unsur berdasarkan golongannya dapat dilihat pada Tabel 16.

Tabel 16. Nama Beberapa Golongan dalam Tabel Periodik (Brown *et al.*, 2012: 51)

Golongan	Nama	Unsur
1A	Logam Alkali	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
2A	Logam Alkali Tanah	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
6A	Chalcogens	O, S, Se, Te, Po
7A	Halogen	F, Cl, Br, I, At
8A	Gas Mulia	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Untuk lebih memahami materi ini, silahkan lihat dan pahami video penggolongan periodik unsur lengkap pada link <https://www.youtube.com/watch?v=C61fAcPXxCU>.

c. Hubungan Konfigurasi Elektron dan Sistem Periodik

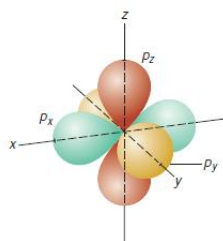
Dalam tabel modern, unsur-unsur terdaftar dalam urutan peningkatan nomor atom daripada peningkatan massa relatif. Tabel periodik modern juga mengandung lebih banyak unsur daripada tabel asli Mendeleev karena banyak lagi yang telah ditemukan sejak zamannya. Hukum periodik Mendeleev didasarkan pada observasi. Unsur-unsur dalam tabel periodik dapat secara luas diklasifikasikan sebagai logam, bukan logam, dan metaloid. Logam menempati sisi kiri tabel periodik dan memiliki sifat serupa: yaitu konduktor panas dan listrik

yang baik; dapat ditumbuk menjadi lembaran datar (kelenturan); bisa ditarik ke dalam kabel (daktilitas); sering mengkilap; dan cenderung kehilangan elektron ketika mengalami perubahan kimia. Contoh logam yang baik adalah besi, magnesium, kromium, dan natrium. Bukan logam menempati sisi kanan tabel periodik (Syukri, 1999, Jespersen *et al.*, 2012 & Chang, 2011).

Kedudukan dan jumlah elektron dalam masing-masing tingkat disebut konfigurasi elektron. Penulisan konfigurasi elektron harus sesuai dengan aturan Aufbau, larangan Pauli dan aturan Hund. Untuk itu pelajari kembali ketiga aturan penulisan konfigurasi elektron ini pada modul 1, kegiatan belajar 1 (M1KB1) sebelumnya.

*Bagaimana caranya menentukan letak suatu unsur dalam sistem periodik? Melalui konfigurasi elektron, Anda dapat menentukan terletak pada golongan dan periode berapa suatu unsur. Salah satunya berdasarkan konfigurasi elektron yang mengikuti aturan Aufbau yaitu cara *s*, *p*, *d*, dan *f*. Konfigurasi elektron menggambarkan sebaran/susunan elektron dalam suatu atom. Konfigurasi elektron dapat dituliskan berdasarkan nomor atom unsur yang diketahui.*

Kemungkinan daerah ditemukannya elektron dalam suatu atom disebut *orbital*. Tingkat energi orbital atom terdiri dari *s*, *p*, *d*, dan *f*. Orbital *s* maksimal diisi oleh 2 elektron, orbital *p* diisi oleh 6 elektron, orbital *d* diisi oleh 10 elektron, dan orbital *f* diisi oleh 14 elektron. Orbital *p* akan mempunyai tiga arah orbital yaitu p_x , p_y , dan p_z . orbital *d* mempunyai 5 arah orbital yaitu d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , $d_{x^2-y^2}$, dan d_z^2 yang masing-masing berisi 2 elektron. Sementara itu orbital *f* mempunyai 7 arah orbital. Amatilah Gambar 48 dan 49!



Gambar 48. Orbital p_x , p_y , dan p_z (Jespersen *et al.*, 2012)

Gambar 50 menunjukkan tabel periodik unsur-unsur bersama dengan konfigurasi elektronnya dalam keadaan dasar. Diawali dengan hidrogen, kita lihat bahwa subkulit terisi sesuai urutan yang ditunjukkan. Menurut jenis subkulit yang terisi, unsur-unsur dapat dibagi menjadi beberapa golongan unsur utama, gas mulia, unsur transisi (logam transisi), lantanida, dan aktinida. Merujuk pada Gambar 8, unsur-unsur utama (*representative unserts*) adalah unsur-unsur dalam golongan IA hingga VIIA, yang semuanya memiliki subkulit *s* atau *p* dengan bilangan kuantum utama tertinggi yang belum terisi penuh. Dengan pengecualian pada helium, seluruh unsur-unsur golongan VIIIA, gas mulia (*noble gas*) mempunyai subkulit *p* yang terisi penuh dengan konfigurasi elektronnya adalah $1s^2$ untuk helium dan $ns^2 ns^6$ untuk gas mulia yang lain dan *n* adalah bilangan kuantum utama untuk kulit terluar. Logam transisi adalah unsur-unsur dalam golongan 1B dan 3B hingga 8B, yang mempunyai subkulit *d* yang tidak terisi penuh atau mudah menghasilkan kation dengan subkulit *d* yang tak terisi penuh. Logam-logam ini kadang-kadang disebut dengan unsur-unsur transisi blok-*d*). Unsur-unsur golongan IIB adalah Zn, Cd dan Hg yang bukan merupakan unsur utama maupun unsur transisi. Lantanida dan aktinida biasa disebut unsur transisi blok-*f* karena kedua golongan ini memiliki sub kulit *f* yang tidak terisi penuh (Chang, 2011).

Pola yang jelas akan muncul ketika Anda mengkaji konfigurasi elektron unsur-unsur dalam golongan tertentu. Konfigurasi elektron untuk unsur-unsur golongan IA dan IIA ditunjukkan dalam Tabel 17.

Tabel 17. Konfigurasi Elektron Unsur-unsur Golongan IA dan Golongan IIA (Jespersen *et al.*, 2012 dan Petrucci, *et al.*, 2017)

Golongan IA	Golongan IIA
Li [He] $2s^1$	Be [He] $2s^2$
Na [Ne] $3s^1$	Mg [Ne] $3s^2$
K [Ar] $4s^1$	Ca [Ar] $4s^2$
Rb [Kr] $5s^1$	Sr [Kr] $5s^2$
Cs [Xe] $6s^1$	Ba [Xe] $6s^2$
Fr [Rn] $7s^1$	Ra [Rn] $7s^2$

Dari Tabel 17 dapat dilihat bahwa semua unsur golongan IA yaitu logam alkali memiliki konfigurasi elektron terluar yang mirip, masing-masing memiliki inti gas mulia dan konfigurasi ns^1 untuk elektron terluarnya. Demikian pula golongan IIA yaitu logam alkali tanah juga mempunyai inti gas mulia dan konfigurasi elektron terluar ns^2 . Elektron terluar suatu atom yang terlibat dalam ikatan kimia disebut elektron valensi (*valence electron*). Jumlah elektron valensi yang sama menentukan kemiripan sifat kimia diantara unsur-unsur setiap golongan. Hal ini juga berlaku untuk halogen (unsur-unsur golongan VIIA), yang memiliki konfigurasi elektron terluar ns^2np^5 dan menunjukkan sifat-sifat yang sangat mirip. Kita harus berhati-hati dalam meramalkan sifat-sifat golongan IIIA sampai VI A. Sebagai contoh, unsur-unsur dalam golongan IVA memiliki konfigurasi elektron terluar yang sama ns^2np^2 , tetapi terdapat lebih banyak keragaman dalam sifat-sifat kimia diantara unsur-unsur berikut ini: karbon adalah non logam, silikon dan germanium adalah metaloid, serta timah dan timbal adalah logam. Penggolongan sifat-sifat unsur dapat dilihat pada Gambar 51.

1 1A H	2 2A Be	Representative elements										Zinc Cadmium Mercury					18 8A He					
3 Li	4 Be	Noble gases										Lanthanides					13 3A B	14 4A C	15 5A N	16 6A O	17 7A F	18 8A Ne
11 Na	12 Mg	Transition metals										Actinides					5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
19 K	20 Ca	3 3B Sc	4 4B Ti	5 5B V	6 6B Cr	7 7B Mn	8 8B Fe	9 8B Co	10 8B Ni	11 1B Cu	12 2B Zn	13 3A Al	14 4A Si	15 5A P	16 6A S	17 7A Cl	18 8A Ar					
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe					
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn					
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112	113	114	115	116	(117)	118					
			58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu						
			90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr						

Gambar 51. Penggolongan Unsur-unsur (Chang, 2011)

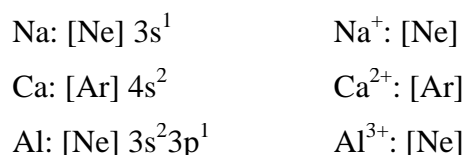
Dalam satu golongan, unsur-unsur gas mulia memiliki sifat yang sama, kecuali Krypton dan Xenon karena unsur ini secara kimia bersifat inert. Hal ini disebabkan karena subkulit terluar dari unsur ini terisi penuh (ns^2np^6) yaitu suatu keadaan yang menggambarkan kestabilan tinggi. Walaupun konfigurasi elektron terluar logam transisi tidak selalu sama dalam satu golongan dan tidak ada pola yang teratur dalam perubahan konfigurasi elektron dari satu logam ke logam lain dalam periode yang sama, seluruh logam transisi memiliki ciri-ciri tertentu yang membedakannya dari unsur-unsur lainnya. Hal ini karena seluruh logam-logam ini memiliki subkulit d yang tidak terisi penuh. Demikian pula unsur-unsur lantanida dan aktinida menyerupai satu sama lain dalam deretnya karena mempunyai subkulit f yang tidak terisi penuh.

Konfigurasi Elektron Kation dan Anion

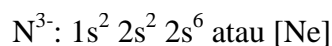
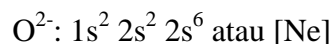
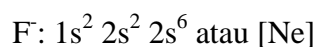
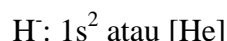
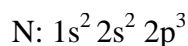
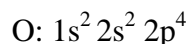
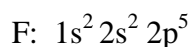
Senyawa ionik yang banyak terbentuk dari anion dan kation monoatomik akan sangat membantu untuk mengetahui bagaimana menulis konfigurasi elektron spesi-spesi ion. Cara untuk menulis konfigurasi elektron ion-ion memerlukan metode yang hanya sedikit diperluas dari metode yang digunakan untuk atom netral. Ion dibagi menjadi dua kelompok sebagai berikut ini.

a. Ion yang dihasilkan dari unsur golongan utama

Pada pembentukan kation dari atom netral unsur golongan utama, satu elektron atau lebih dikeluarkan dari n terluar yang masih terisi. Di bawah ini adalah konfigurasi elektron beberapa atom netral dan kation-kationnya.



Berdasarkan konfigurasi elektron di atas terlihat setiap ion mempunyai konfigurasi gas mulia yang stabil. Dalam pembentukan anion, satu elektron atau lebih ditambahkan ke kulit n terluar yang terisi sebagian. Perhatikan contoh berikut ini!



Semua anion mempunyai konfigurasi elektron gas mulia yang stabil. Berdasarkan contoh terlihat bahwa ciri khusus dari semua unsur golongan utama adalah ion-ion yang dihasilkan dari atom-atom netralnya mempunyai konfigurasi elektron terluar gas mulia ns^2np^6 . Atom-atom atau ion-ion yang mempunyai jumlah elektron yang sama, maka memiliki konfigurasi elektron tingkat dasarnya sama disebut isoelektron (*isoelectronic*). Jadi, H⁻ dan He adalah isoelektron, F⁻, Na⁺ dan Ne adalah isoelektron dan seterusnya (Chang, 2011).

b. Kation yang dihasilkan dari logam transisi

Kita telah mengetahui bahwa pada baris pertama logam transisi (Sc sampai Cu), orbital 4s selalu diisi lebih dulu sebelum orbital 3d. Perhatikan konfigurasi elektron dari unsur mangan, yaitu [Ar] 4s² 3d⁵. Jika terbentuk ion Mn²⁺, kita mungkin menduga bahwa dua elektron dikeluarkan dari orbital 3d untuk menghasilkan [Ar] 4s² 3d⁵. Pada kenyataannya, konfigurasi elektron Mn²⁺ adalah [Ar] 3d⁵. Hal ini karena interaksi elektron-elektron dan elektron inti pada atom netral agak berbeda dengan interaksi pada ionnya. Jadi, meskipun dalam Mn orbital 4s selalu terisi lebih dulu sebelum orbital 3d, elektron dikeluarkan dari 4s pada p membentuk Mn²⁺, karena orbital 3d lebih stabil daripada orbital 4s dalam ion logam transisi. Oleh karena itu, jika kation terbentuk dari atom logam transisi, elektron yang dilepaskan pertama selalu dari orbital ns dan kemudian baru dari orbital (n-1) d.

Perhatikan klasifikasi golongan unsur-unsur dalam tabel periodik menurut jenis subkulit terluar yang terisi dengan elektron pada Gambar 52!

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

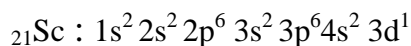
Gambar 52. Klasifikasi Golongan Unsur-unsur Berdasarkan Jenis Subkulit Terluar (Achmad, 2001, Jespersen *et al.*, 2012, Chang, 2011 dan Petrucci *et al.*, 2017)

Perhatikanlah atom X dengan nomor atom 14 dengan konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, dan atom Y dengan nomor atom 6 dengan konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^2$. Elektron atom X mengisi orbital terakhir pada $3s^2$, berarti berada pada tingkat energi ke tiga, jika dihubungkan dengan sistem periodik atom ini berada pada periode ke-3. Elektron kulit terluar dari atom X berada pada orbital $3s^2 3p^2$ yang berisi 4 elektron, disebut dengan elektron valensi. Jumlah elektron valensi pada sistem periodik menunjukkan golongan. Untuk lebih memahami materi ini lihat Video konfigurasi elektron dan sistem periodik unsur pada link berikut ini. https://www.youtube.com/watch?v=qF_UxwLzjEY

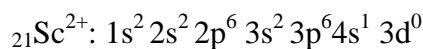


Contoh dan Non Contoh / Ilustrasi

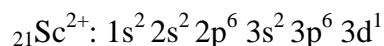
Konfigurasi elektron dari unsur Sc, adalah:



Jika Sc berubah menjadi ion Sc^{2+} , maka kita mungkin menduga bahwa dua elektron dikeluarkan dari orbital $3d$ dan orbital $4s$ masing-masing satu elektron, sehingga konfigurasi elektron dari ion Sc^{2+} adalah:



Namun yang terjadi tidak seperti itu, sesuai aturan konfigurasi elektron Sc^{2+} adalah:



Dua elektron yang dilepaskan adalah elektron pada orbital terluar, yaitu $4s^2$. Hal ini karena orbital $3d$ lebih stabil daripada orbital $4s$ dalam ion logam transisi. Oleh karena itu, jika kation terbentuk dari atom logam transisi, elektron yang dilepaskan pertama selalu dari orbital ns dan kemudian baru dari orbital $(n-1) d$. Perhatikanlah beberapa contoh penulisan konfigurasi electron, penentuan golongan dan periode dari unsur dan ion pada Tabel berikut ini.

Unsur/ Ion	Konfigurasi elektron yang Benar	Konfigurasi elektron yang salah	Golongan, Periode
${}_{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^4$	VIA, 3
${}_{13}\text{Al}^{+3}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	IIIA, 3
${}_{17}\text{Cl}^-$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	VIIA, 3
${}_{26}\text{Fe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$	VIII B, 4
${}_{26}\text{Fe}^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$	VIII B, 4



4. Forum Diskusi

- 1) Bagaimana perkembangan sistem periodik unsur menurut para ahli? Apa yang menjadi dasar pengelompokkan daftar unsur? Dikisahkanlah jawaban anda, mulai dari sistem periodik Dobereiner sampai sistem periodik moderen!
- 2) Bandingkanlah sistem periodik yang dikeluarkan IUPAC pada tahun 2006 dan 2018? Rujuklah materi pada daftar pustaka pada M1KB3 ini! Perhatikanlah jumlah dan simbol unsur dari nomor 112 sampai 118, kesimpulan apa yang Anda peroleh!
- 3) Kenapa Mendeleev meninggalkan tempat yang kosong dalam daftar yang disusunnya?
- 4) Jelaskan mengapa beberapa periode dalam tabel periodik tidak semua memiliki jumlah unsur yang sama !
- 5) Kenapa unsur golongan transisi mempunyai sepuluh kotak dan unsur golongan lantanida mempunyai 14 kotak?
- 6) Suatu atom netral unsur tertentu memiliki 15 elektron, berdasarkan tabel periodik bagaimanakah konfigurasi elektron unsur tersebut pada keadaan dasar dan bagaimana unsur itu digolongkan?
- 7) Bagaimanakah hubungan konfigurasi elektron dengan sistem periodik unsur? Manfaat apa yang diperoleh dengan mempelajari perkembangan sistem periodik unsur, mulai dari sistem periodik Newlands sampai tabel periodik modern yang dikemukakan IUPAC terbaru!

C. Penutup



1. Rangkuman

- a) Newlands, Mendeleev, dan Meyer membuat tabel periodik dengan menyusun unsur-unsur dalam urutan peningkatan massanya.
- b) Dobereiner mengemukakan bahwa massa atom relatif stronsium sangat dekat dengan massa rata-rata dari dua unsur lain yang mirip stronsium, yaitu kalsium dan barium. Unsur-unsur dapat dikelompokkan ke dalam kelompok-kelompok tiga unsur yang disebut triade.
- c) Oktaf Newlands menyatakan bahwa sifat-sifat unsur berubah secara teratur. Unsur pertama mirip dengan unsur kedelapan, unsur kedua mirip dengan unsur kesembilan dan seterusnya.
- d) Mendeleev mengelompokkan unsur berdasarkan kenaikan massa atom relatifnya.
- e) Menurut Moseley, sifat-sifat kimia unsur merupakan fungsi periodik dari nomor atomnya. Artinya, jika unsur-unsur diurutkan berdasarkan kenaikan nomor atomnya, maka sifat-sifat unsur akan berulang secara periodik
- f) Sistem periodik modern disusun berdasarkan konfigurasi elektron unsur. Sistem periodik unsur dibagi atas blok s, p, d, dan f serta terdiri atas golongan utama (blok s dan p) dan golongan transisi (blok d dan f).
- g) Unsur segolongan mempunyai elektron valensi yang sama, dan yang seperiode mempunyai jumlah kulit yang sama. Unsur yang cenderung melepaskan elektron disebut logam (unsur blok s, d, f dan sebagian p) dan yang cenderung menerima elektron disebut bukan logam (sebagian blok p). Unsur yang dapat melepaskan dan menerima elektron disebut metaloid (sebagian kecil blok p).
- h) Hubungan antara letak unsur dalam sistem periodik dengan konfigurasi elektronnya dapat disimpulkan sebagai berikut ini.
 - a) Nomor periode sama dengan jumlah kulit

b) Nomor golongan sama dengan elektron valensi

Letak unsur dalam sistem periodik dapat ditentukan berdasarkan konfigurasi elektron.

- i) Pada prinsip Aufbau, semua elektron satu atom akan menempati orbital berdasarkan kenaikan tingkat energinya, dan dimulai dari tingkat terendah. Tingkat energi bergantung pada nilai $(n+l)$ -nya, sedangkan urutan kedudukan elektron dalam orbital harus sesuai dengan prinsip larangan Pauli dan aturan Hund.



2. Tes Formatif

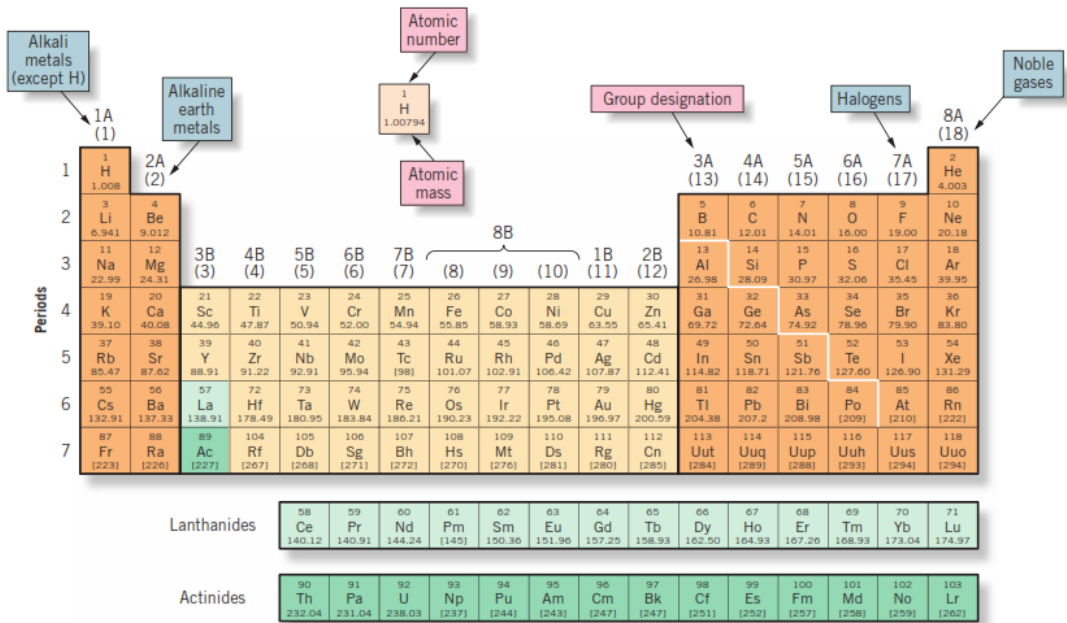
- 1) Perhatikan tabel berikut!

No	Triad	Massa Atom Relatif	Rata-Rata Massa Atom Unsur Pertama dan Ketiga
1.	Li Na K	6,94 22,99 39,10	$(7 + 39) : 2 = 23$
2.	Ca Sr Ba	40,08 87,62 137,33	$(40 + 137) : 2 = 88.5$
3.	Cl Br I	35,45 79,90 126,90	$(35.5 + 127) : 2 = 81.25$

Apabila unsur-unsur dalam satu kelompok disusun menurut kenaikan massa atomnya, ternyata massa atom maupun sifat-sifat unsur yang kedua merupakan rata-rata dari massa atom atau sifat unsur yang pertama atau ketiga. Pernyataan ini dikemukakan oleh

- A. Newlands
- B. Lavoisier
- C. Dobereiner
- D. Mendeleev
- E. Moseley

- 2) Klor, Brom dan Iod merupakan satu triade. Jika diketahui massa atom relatif Klor dan Brom berturut-turut adalah 35,45 dan 81,195. Massa atom relatif Iod adalah
- A. 162,94
 - B. 126,94
 - C. 116,645
 - D. 58,3225
 - E. 35,45
- 3) Salah seorang mahasiswa menemukan atom golongan pertama, yaitu Li. Li mempunyai sifat logam lunak, kerapatan rendah, secara kimia sangat reaktif dan membentuk Li_2O , LiCl . Ternyata pada golongan kedelapan, diketahui bahwa atom Na juga memiliki sifat yang sama dengan Li. Pernyataan ini sesuai dengan hukum yang dikemukakan oleh
- A. Dobereiner
 - B. Newlands
 - C. Mendeleev
 - D. Moseley
 - E. Modern
- 4) Tabel periodik adalah tampilan unsur-unsur kimia dalam bentuk tabel. Unsur-unsur tersebut disusun berdasarkan nomor atom (jumlah proton dalam inti atom), konfigurasi elektron, dan keberulangan sifat kimia. Tabel juga terbagi menjadi empat blok: blok -s, -p, -d, dan -f. Ada dua golongan besar yaitu golongan utama (golongan A) dan golongan transisi (golongan B). Beberapa golongan diberi nama khusus, Perhatikan Gambar tabel periodik modern berikut ini!



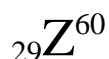
Nama golongan yang *tidak* sesuai dengan letak golongan pada sistem periodik unsur modern adalah

	Golongan	Nama Golongan
A.	IA	Alkali
B.	IIA	Alkali tanah
C.	VA	Nitrogen
D.	VIA	Kalkogen
E.	VIIA	Halogen

5) Siswa-siswi kelas X diberi tugas oleh guru untuk mengelompokkan unsur-unsur yang diberikan ke golongannya yang sesuai. Jika siswa-siswi diberi unsur-unsur $_{12}A$, $_{15}B$, $_{19}C$, $_{33}D$, dan $_{53}E$. Maka pasangan unsur yang terletak pada golongan yang sama dalam sistem periodik unsur yang harus dipilih oleh siswa-siswi tersebut adalah

- A. A dan B
- B. A dan C
- C. B dan D

- D. C dan E
E. D dan E
- 6) Konfigurasi elektron adalah susunan elektron-elektron pada sebuah atom, molekul, atau struktur fisik lainnya. Jika siswa-siswi diberikan data suatu atom X dengan nomor massa 65 mempunyai konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$. Atom ini jika terion akan memiliki muatan +2. Unsur X adalah
- A. K
B. Si
C. Zn
D. Ca
E. Ge
- 7) Perhatikan notasi unsur berikut!



Konfigurasi elektron dan letak unsur Z yang paling tepat adalah

Konfigurasi Elektron	Golongan	Periode
A. [Ne] $3s^2 3p^9$	IA	3
B. [Ar] $4s^2 3d^9$	IB	3
C. [Ar] $4s^1 3d^{10}$	IA	4
D. [Ar] $4s^1 3d^{10}$	IB	4
E. [Kr] $5s^1 4d^{10}$	IB	5

- 8) Bilangan kuantum atau dalam bahasa Inggris adalah *Quantum number* merupakan bilangan yang menyatakan kedudukan atau posisi elektron dalam atom yang diwakili oleh suatu nilai. Bilangan kuantum ini ada 4 yaitu bilangan kuantum utama, bilangan kuantum azimut, bilangan kuantum magnetik dan bilangan kuantum spin. Jika suatu atom memiliki elektron terakhir dengan 4 bilangan kuantum sebagai berikut:

$$\begin{aligned} n &= 4, & l &= 1, \\ m &= -1 & s &= -1/2 \end{aligned}$$

maka letak unsur tersebut dalam sistem periodik unsur adalah

- A. Periode 3, golongan VA
B. Periode 3, golongan VIA
C. Periode 3, golongan VIIA
D. Periode 4, golongan VA
E. Periode 4, golongan VIA
- 9) Siswa-siswi disuatu kelas diberikan data oleh guru seperti berikut ini: unsur X dalam keadaan netral, unsur X memiliki nomor massa 55 dan neutron 30 dalam sistem periodik unsur. Jika siswa-Siswi diminta untuk menentukan unsur X terletak pada golongan dan periode mana, maka jawaban siswa-siswi tersebut seharusnya adalah
- A. VI A dan 3
B. VI B dan 3
C. VII A dan 4
D. VII B dan 4
E. VIII B dan 4
- 10) Diketahui konfigurasi beberapa atom sebagai berikut ini.
- (1) $1s^2 2s^2 2p^4$
(2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
(3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
(4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
(5) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
- Pasangan atom yang terletak pada golongan yang sama adalah
- A. (1) dan (2)
B. (1) dan (3)
C. (3) dan (4)
D. (3) dan (5)
E. (4) dan (5)



Daftar Pustaka

- Achmad, Hiskia. 2001. *Struktur Atom, Struktur Molekul & Sistem Periodik*. Bandung: PT. Citra Aditya Bakti.
- Bayharti, Yerimadesi, dan Ellizar. 2018. *Modul 1, Sub Materi Struktur Atom, Sistem Periodik Unsur, dan Ikatan Kimia*. PPG Dalam Jabatan. Kementerian Riset, Teknologi dan Pendidikan Tinggi.
- Brown T. L., J. R Lemay, H. E., Bursten B. E., Murphy C. J., Woodward P.T., 2012. *Chemistry The Central Science*, 12th Edition, New York: Prentice Hall Pearson
- Chang, R. 2010. *Chemistry* 10th Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Chang, R & Jason O. 2011. *General Chemistry the Essential Concepts*. Sixth Edition. New York : The McGraw-Hill Companies.
- Jespersen, N. D., Brady, J. E. and Hyslop, A., 2012. *Chemistry the Molecular Nature of Matter*, 6th edition. New York: John Wiley and Sons, Inc
- Petrucci, R.H., Herring, F.G., Madura J.D., & Bissonnette, C. 2017. *General Chemistry Principles and Modern Applications*. Eleventh Edition. Toronto: Pearson Canada Inc.
- Silberberg, M.S. 2009. *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change* 5th Edition. Second Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Silberberg, M. S. 2010. *Principles of General Chemistry*, 2th Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Syukri, S. 1999. *Kimia Dasar I*. Bandung: ITB.
- Tro, N. J. 2011. *Introductory Chemistr*, 4th Edition. United States of America: Pearson Education, Inc., publishing as Pearson Prentice Hall



No Kode: DAR2/Profesional/187/1/2019

MODUL 1 STRUKTUR ATOM DAN SISTEM PERIODIK UNSUR

KEGIATAN BELAJAR 4

SIFAT KEPERIODIKAN UNSUR

Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si.

Dr. Andromeda, M.Si.

Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si.

Dra. Iryani, M.S.

Dr. Mawardi, M.Si.

Hesty Parbuntari, S.Pd., M.Sc.

The periodic table is color-coded to show different groups of elements:

- 1A:** Hydrogen (H)
- 2A:** Alkaline earth metals (Li, Be)
- 3A-10A:** Representative elements (B, C, N, O, F, Ne; Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar; K, Ca, Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr; Rb, Sr, Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd, In, Sn, Sb, Te, I, Xe; Cs, Ba, La, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn; Fr, Ra, Ac, Rf, Db, Sg, Bh, Hs, Mt, Ds, Rg)
- 11A-18A:** Noble gases (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)
- 9A-10A:** Zinc, Cadmium, Mercury
- 11A-12A:** Lanthanides
- 13A-15A:** Actinides

(Jespersen, *at al.*, 2012)

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN

2019

KEGIATAN BELAJAR 4

SIFAT-SIFAT KEPERIODIKAN UNSUR

A. Pendahuluan



1. Deskripsi Singkat

Sifat-sifat keperiodikan unsur merupakan sifat unsur yang berhubungan dengan letak unsur dalam tabel periodik (periode dan golongan). Unsur dalam kolom yang sama dari tabel periodik memiliki konfigurasi elektron terluar yang sama dan jumlah elektron valensi yang sama (elektron dalam kulit terluar), dan karenanya memiliki sifat kimia yang mirip. Pada Modul 1 Kegiatan Belajar 4 (M1KB4) ini akan dibahas sifat-sifat keperiodikan unsur yang meliputi jari-jari atom, energi ionisasi, afinitas elektron dan keelektronegatifan. Keempat sifat ini merupakan sifat yang mempunyai peranan dalam proses pembentukan kimia.

Jari-jari atom merupakan jarak yang memisahkan inti ketika dua atom terikat satu sama lain. Jari-jari atom ikatan untuk setiap atom dalam molekul sama dengan setengah jarak dari inti ke inti. Jari-jari atom unsur diukur dari jarak dua atom kristal padatnya, sedangkan unsur non logam dari panjang ikatan kovalen tunggal. **Energi ionisasi** adalah energi minimum yang diperlukan untuk melepaskan satu elektron terlemah dari suatu atom atau ion. Secara umum, atom yang lebih kecil memiliki energi ionisasi yang lebih tinggi. Faktor-faktor yang sama yang mempengaruhi ukuran atom juga mempengaruhi energi ionisasi. Energi yang dibutuhkan untuk melepaskan elektron dari kulit terluar yang ditempati tergantung pada muatan inti efektif dan jarak rata-rata antara elektron dan inti. Energi ionisasi pertama dari suatu atom adalah besarnya energi yang dibutuhkan untuk melepaskan satu elektron terluar dari atom untuk membentuk kation. Sebagian besar atom juga dapat memperoleh elektron untuk membentuk anion. Perubahan energi yang terjadi ketika sebuah elektron ditambahkan ke atom gas disebut afinitas elektron. **Afinitas elektron** adalah energi yang dilepaskan atau yang diperlukan saat masuknya elektron ke dalam atom atau ion dalam keadaan gas.

Keelektronegatifan adalah daya tarik atom terhadap pasangan elektron yang dipakai bersama dalam ikatan kovalen. Unsur dalam satu perioda memiliki jari-jari atom makin kecil dari kiri ke kanan. Akibatnya daya tarik inti terhadap kulit terluar (termasuk pasangan elektron yang dipakai bersama) juga bertambah dari kiri ke kanan. Keelektronegatifan unsur segolongan bertambah dari bawah ke atas juga karena penambahan jari-jari atomnya.



2. Relevansi

Hukum periodik ada karena jumlah elektron valensi adalah periodik, dan elektron valensi menentukan sifat kimia. Teori kuantum juga meramalkan bahwa atom dengan 8 elektron outershell (atau 2 untuk helium) sangat stabil, sehingga menjelaskan keasaman gas mulia. Atom tanpa konfigurasi gas mulia mengalami reaksi kimia untuk mencapai konfigurasi gas mulia. Oleh karena itu logam alkali dan halogen serta beberapa golongan lainnya untuk mencapai kestabilan cenderung untuk membentuk ion dengan muatan tertentu.

Pengetahuan berbagai sifat fisis dan kimia yang dimiliki oleh unsur dan senyawanya telah banyak dikumpulkan oleh para ahli sejak dahulu. Akan tetapi pengetahuan tadi masih merupakan fakta-fakta yang terpisah-pisah, sehingga untuk mempermudah mempelajari, memahami, serta mengingat maka diperlukan penyusunan berdasarkan kesamaan atau kemiripan sifat-sifatnya.

Sifat periodik unsur dapat membantu kita memahami sifat-sifat kelompok unsur-unsur yang representatif. Logam alkali (grup 1A) adalah logam lunak dengan kepadatan rendah dan titik leleh rendah. Logam alkali ini memiliki energi ionisasi terendah. Akibatnya, logam alkali sangat reaktif terhadap bukan logam, dengan mudah kehilangan elektron terluarnya membentuk ion. Logam alkali tanah (kelompok 2A) lebih keras dan lebih padat dan memiliki titik leleh yang lebih tinggi daripada logam alkali. Logam alkali tanah juga sangat reaktif terhadap bukan logam, meskipun tidak seaktif logam alkali. Logam alkali tanah mudah kehilangan dua elektron terluarnya untuk membentuk ion. Logam alkali dan alkali

tanah bereaksi dengan hidrogen untuk membentuk zat ionik yang mengandung ion hidrida, H⁻.

Unsur yang saling berdekatan dalam satu golongan atau satu periode mempunyai kemiripan, tetapi diantara sesamanya terdapat perbedaan. Perbedaan itu berubah dengan kecenderungan tertentu, sesuai dengan perubahan nomor atomnya. Dari nomor atom kita dapat menentukan sifat-sifat keperiodikan unsur yang berubah secara beraturan sesuai dengan kenaikan nomor atom, yaitu dari kiri ke kanan dalam satu periode atau dari atas ke bawah dalam satu golongan.

Tabel sistem periodik merupakan suatu cara untuk menyusun dan mengklasifikasi unsur-unsur, dimana unsur-unsur yang mirip sifatnya diletakkan pada kelompok yang sama. Dengan melihat tabel sistem periodik, para kimiawan dalam sekejap dapat menginformasikan unsur-unsur mana yang mempunyai kemiripan sifat. Dalam satu periode dari kiri ke kanan dalam tabel periodik, ukuran atom berkurang, energi ionisasi meningkat, dan karakter logam berkurang. Dalam satu golongan dari atas ke bawah pada tabel periodik, ukuran atom meningkat, energi ionisasi berkurang, dan karakter logam meningkat.

Materi pada M1KB4 ini merupakan dasar dalam mempelajari materi kimia di SMA/MA terutama dalam mempelajari materi ikatan kimia. Berdasarkan silabus mata pelajaran kimia SMA/MA kurikulum 2013 revisi 2018, materi pada M1KB4 ini merupakan materi pokok kimia kelas X semester 1 SMA/MA.



3. Petunjuk Belajar

Supaya proses pembelajaran berjalan dengan lancar, ikutilah langkah-langkah pembelajaran berikut ini.

- Pahamilah capaian pembelajaran, sub capaian pembelajaran, dan uraian materi pada setiap KB!
- Untuk lebih memahami materi pembelajaran, bukalah semua jenis media dan *link* media pembelajaran yang ada untuk setiap KB!

- c. Untuk memudahkan Anda mengingat kembali uraian materi, maka bacalah rangkuman pada KB ini!
- d. Kerjakanlah tes formatif yang terdapat pada KB ini untuk menguji apakah Anda sudah sampai ke tujuan pembelajaran!
- e. Ikutilah forum diskusi dengan sungguh-sungguh karena aktivitas Anda dalam berdiskusi akan dinilai oleh instruktur!
- f. Jawaban Anda bisa dicek pada kunci jawaban tes formatif masing Kegiatan Belajar (KB1-KB4) pada akhir KB 4 modul ini!
- g. Point untuk masing-masing nilai forum diskusi, tes formatif, dan tugas akhir sudah ada pada modul. Nilai akhir tes formatif untuk semua kegiatan belajar pada modul ini ditentukan oleh rata-rata nilai tes formatif, seperti persamaan berikut ini.

$$\text{Nilai Rata – rata Formatif} = \frac{\text{Nilai Formatif (KB 1 + KB 2 + KB3 + KB4)}}{4}$$

- h. Apabila Anda telah memperoleh nilai di atas 80, kerjakan tugas akhir!
- i. Setelah selesai tugas akhir, kerjakan tes sumatif. Jika belum mencapai 80, pelajari kembali kegiatan sebelumnya!
- j. Setelah selesai mengerjakan tes sumatif, silahkan dicek kebenaran jawaban Anda pada kunci jawaban tes sumatif yang telah disediakan pada akhir modul M1KB4, dan apabila Anda telah memperoleh nilai di atas 80, silahkan lanjut dengan modul berikutnya (M2KB1)! Jika belum mencapai 80, pelajari kembali kegiatan sebelumnya dan laksanakan kembali tes sumatif!

B. Inti



1. Capaian Pembelajaran

Menganalisis hubungan struktur atom dengan sifat-sifat keperiodikan unsur.



2. Pokok-pokok Materi

- Jari-jari atom
- Energi ionisasi
- Afinitas Elektron
- Keelektronegatifan



3. Uraian Materi

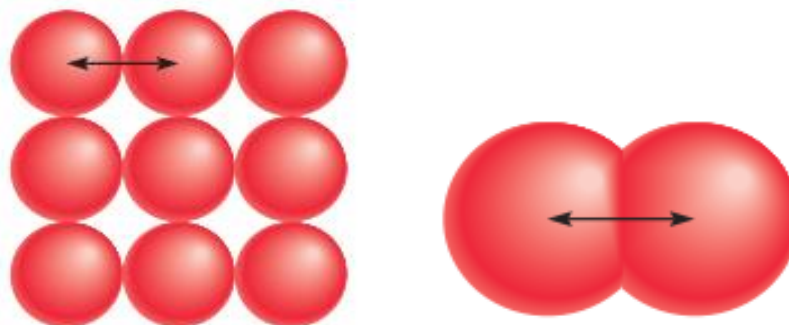
a. Jari-jari Atom

Dalam tabel periodik, banyak sifat-sifat kimia yang berubah secara beraturan dari kiri ke kanan dalam satu periode maupun dari atas ke bawah dalam satu golongan. Kebanyakan perubahan itu dapat ditentukan langsung dengan memperhatikan perbedaan struktur elektron unsur.

Pada kegiatan ini kita akan membahas empat sifat-sifat keperiodikan unsur penting di mana perbedaan ini dengan mudah dapat dilihat dan saling berhubungan. Sifat keperiodikan pertama yang dibahas adalah jari-jari atom.

Sebelumnya kita sudah mengetahui tentang struktur atom. Seperti yang sudah diketahui, bahwa atom merupakan partikel dari unsur, diameternya kira-kira 10^{-10} m. Dalam setiap pembahasan ukuran atom, juga dibahas jari-jari atom. Kerapatan elektron dalam suatu atom bukan merupakan ujung untuk sampai ke inti atom, kenapa demikian? Karena masih dibutuhkan lagi suatu jarak tertentu untuk mencapai jarak nol dari inti atom. Sulit untuk menjelaskan apa yang dimaksud dengan ukuran atom. Namun demikian, kita masih bisa menetapkan

jari-jari sebuah atom. Perhatikan Gambar 53!



Gambar 53. Jari-jari atom (Chang, 2011)

Berdasarkan Gambar 53, apa yang dimaksud dengan jari-jari atom? Atom dianggap bulat sehingga mempunyai jari-jari tertentu. Jari-jari atom adalah setengah jarak inti dua atom yang sama dalam ikatan tunggal (Chang, 2011 dan Syukri, 1999).

Jari-jari atom unsur logam diukur dari jarak dua atom kristal padatnya, sedangkan unsur non logam dari panjang ikatan kovalen tunggal. Kita juga dapat membandingkan jari-jari atom suatu unsur yang ada kaitannya dengan nomor atom. Amatilah Gambar 53 tentang kecenderungan perubahan jari-jari atom dari unsur-unsur berdasarkan letaknya dalam sistem periodik unsur!

Jari-jari atom dalam tabel periodik diilustrasikan pada Gambar 53. Di sana kita melihat bahwa atom umumnya menjadi lebih besar dari atas ke bawah dalam suatu golongan, dan jari-jari atom menjadi lebih kecil dari kiri ke kanan dalam suatu periode. Untuk memahami sifat ini, diperhatikan dua faktor, yaitu jumlah elektron valensi dan muatan inti efektif.

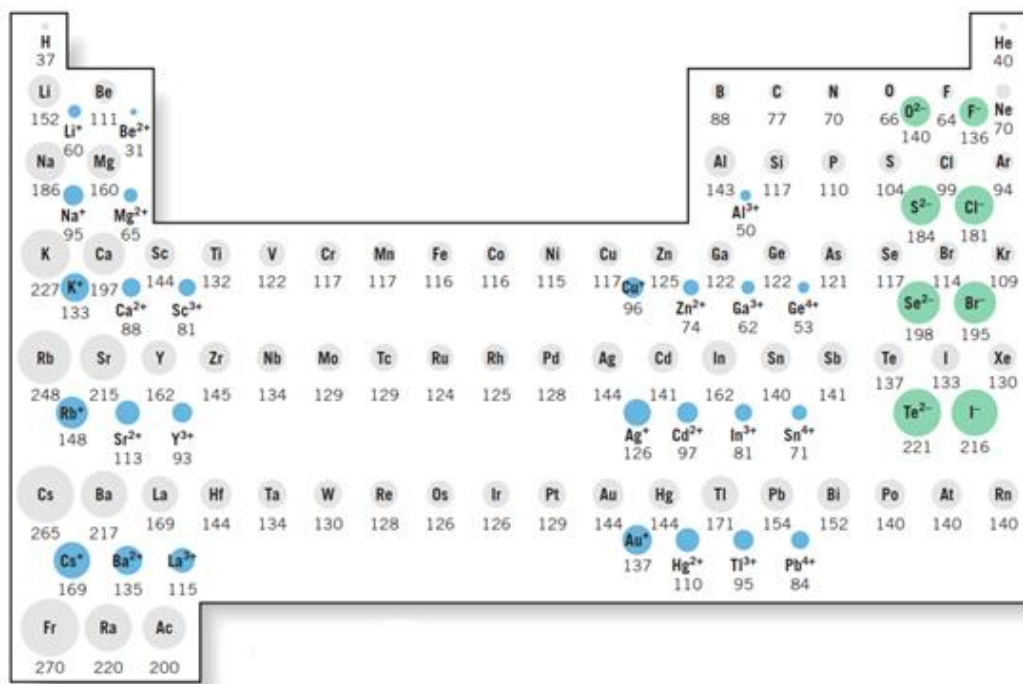
Dalam suatu golongan dari atas ke bawah, muatan inti efektif hampir konstan, sementara jumlah kuantum utama semakin meningkat. Misalnya, unsur-unsur Golongan 1A, untuk litium, konfigurasi elektron valensinya adalah $2s^1$; untuk natrium, itu adalah $3s^1$; untuk potasium, itu adalah $4s^1$; dan seterusnya. Untuk masing-masing unsur ini, inti memiliki muatan negatif yang satu kurang dari muatan inti, sehingga elektron valensi masing-masing mengalami muatan inti efektif hampir konstan sekitar 1^+ . Namun, nilai n untuk kulit valensi meningkat, semakin besar nilai n , semakin besar orbitalnya. Oleh karena itu, atom menjadi

lebih besar dari atas ke bawah dalam suatu golongan, karena orbital yang mengandung elektron valensi menjadi lebih besar. Argumen yang sama ini berlaku apakah orbital kulit valensi s atau p.

Dari kiri ke kanan dalam suatu periode, jumlah elektron valensi bertambah. Orbital yang memegang elektron valensi semuanya memiliki nilai n yang sama. Dalam hal ini kita harus memeriksa variasi muatan inti efektif yang dimiliki oleh elektron valensi. **Muatan inti efektif** atau **muatan nuklir efektif** (sering dilambangkan sebagai Z_{ef} atau Z) adalah muatan positif bersih yang dialami oleh sebuah elektron dalam atom polielektronik. Digunakan istilah "efektif" karena efek pemerisaaian elektron bermuatan negatif mencegah elektron pada orbital yang lebih tinggi dipengaruhi oleh muatan inti atom karena efek tolakan elektron lapisan dalam. Muatan inti efektif yang dialami oleh elektron pada kulit terluar juga disebut sebagai muatan pokok (bahasa Inggris: core charge). Kekuatan muatan inti memungkinkan untuk ditentukan melalui bilangan oksidasi atom.

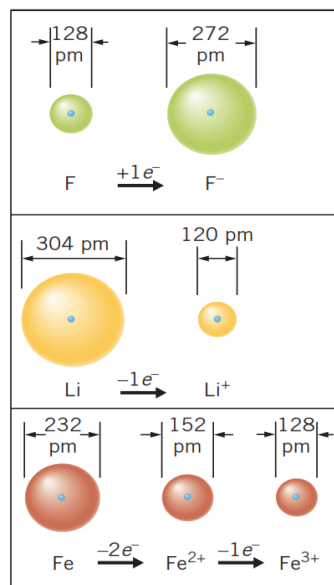
Dalam suatu periode dari kiri ke kanan, muatan inti meningkat, dan kulit terluar atom menjadi lebih padat tetapi inti dalam tetap sama. Misalnya, dari litium ke fluorin, muatan inti meningkat dari $3+$ menjadi $9+$. Namun inti ($1s^2$) tetap sama. Akibatnya, elektron terluar mengalami peningkatan muatan positif (misalnya muatan inti efektif), yang menyebabkan elektron ditarik ke dalam dan dengan demikian menyebabkan ukuran atom bertambah kecil.

Untuk deretan unsur transisi atau unsur transisi bagian (golongan lantanida, $4f$ dan aktinida, $5f$) seperti Ce, Pr, Nd, dan seterusnya, variasi ukuran kurang terlihat dibandingkan dengan unsur yang mewakili. Ini karena konfigurasi kulit terluar pada dasarnya tetap sama saat kulit dalam diisi. Dari nomor atom 21 hingga 30, misalnya, elektron terluar menempati subkulit $4s$ sementara subkulit $3d$ yang mendasarinya secara bertahap terisi. Jumlah orbital yang disediakan oleh penambahan elektron ke tingkat $3d$ dalam ini lebih besar dari jumlah orbital yang akan terjadi jika elektron ditambahkan ke kulit terluar, sehingga muatan inti efektif yang dimiliki oleh elektron terluar meningkat secara bertahap. Akibatnya, ukuran atom menurun dengan meningkatnya nomor atom juga semakin bertahap (Jespersen *et al.*, 2012). Perhatikan Gambar 54!



Gambar 54. Jari-jari Atom dan Ion dalam Tabel Periodik, nilainya dinyatakan dalam pikometer (Jespersen *et al.*, 2012: 342).

Gambar 54 juga menggambarkan bagaimana ukuran ion dibandingkan dengan ukuran atom netral. Seperti yang dilihat, ketika atom memperoleh atau kehilangan elektron untuk membentuk ion, terjadi perubahan ukuran yang signifikan (Jespersen *et al.*, 2012). Ketika elektron ditambahkan ke atom, maka timbul balik tolakan di antara elektron meningkat. Ini menyebabkan elektron untuk mendorong terpisah dan menempati volume yang lebih besar. Akibatnya, ukuran ion negatif sering sekitar 1,5 hingga 2 kali lebih besar dari atom netralnya (Gambar 55).



Gambar 55. Perubahan ukuran atom ketika memperoleh atau melepaskan elektron untuk membentuk ion (Jespersen *et al.*, 2012: 342).

Penambahan elektron pada suatu atom menyebabkan peningkatan ukuran partikel, seperti yang diilustrasikan untuk fluor pada Gambar 55. Sebaliknya, pelepasan elektron pada suatu atom menyebabkan penurunan ukuran partikel, seperti yang ditunjukkan untuk litium dan besi pada Gambar 55.

Jari-jari atom unsur golongan utama dan transisi juga dapat dilihat pada Gambar 56. Perhatikan unsur-unsur periode kedua dari Li sampai F. Dari kiri ke kanan, terlihat bahwa jumlah elektron dalam kulit bagian dalam ($1s^2$) adalah tetap, sedangkan jumlah inti bertambah. Elektron-elektron yang ditambahkan untuk mengimbangi bertambahnya muatan inti tidak efektif dalam melindungi satu sama lainnya. Akibatnya muatan inti efektif bertambah terus menerus sedangkan bilangan kuantum utamanya tetap ($n=2$). Misalnya, elektron 2s pada bagian luar litium dilindungi dari inti (yang mempunyai 3 proton) oleh dua elektron 1s.

1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
H 37	He 31	B 85	C 77	N 75	O 73	F 72	Ne 71
Li 152	Be 112	Al 143	Si 118	P 110	S 103	Cl 100	Ar 98
Na 185	Mg 160	Ga 135	Ge 122	As 120	Se 119	Br 114	Kr 112
K 227	Ca 197	In 107	Sn 140	Sb 140	Te 142	I 133	Xe 131
Rb 248	Sr 215	Tl 170	Pb 146	Bi 150	Po 168	At (140)	Rn (140)
Cs 265	Ba 222	Fr (270)	Ra (220)				

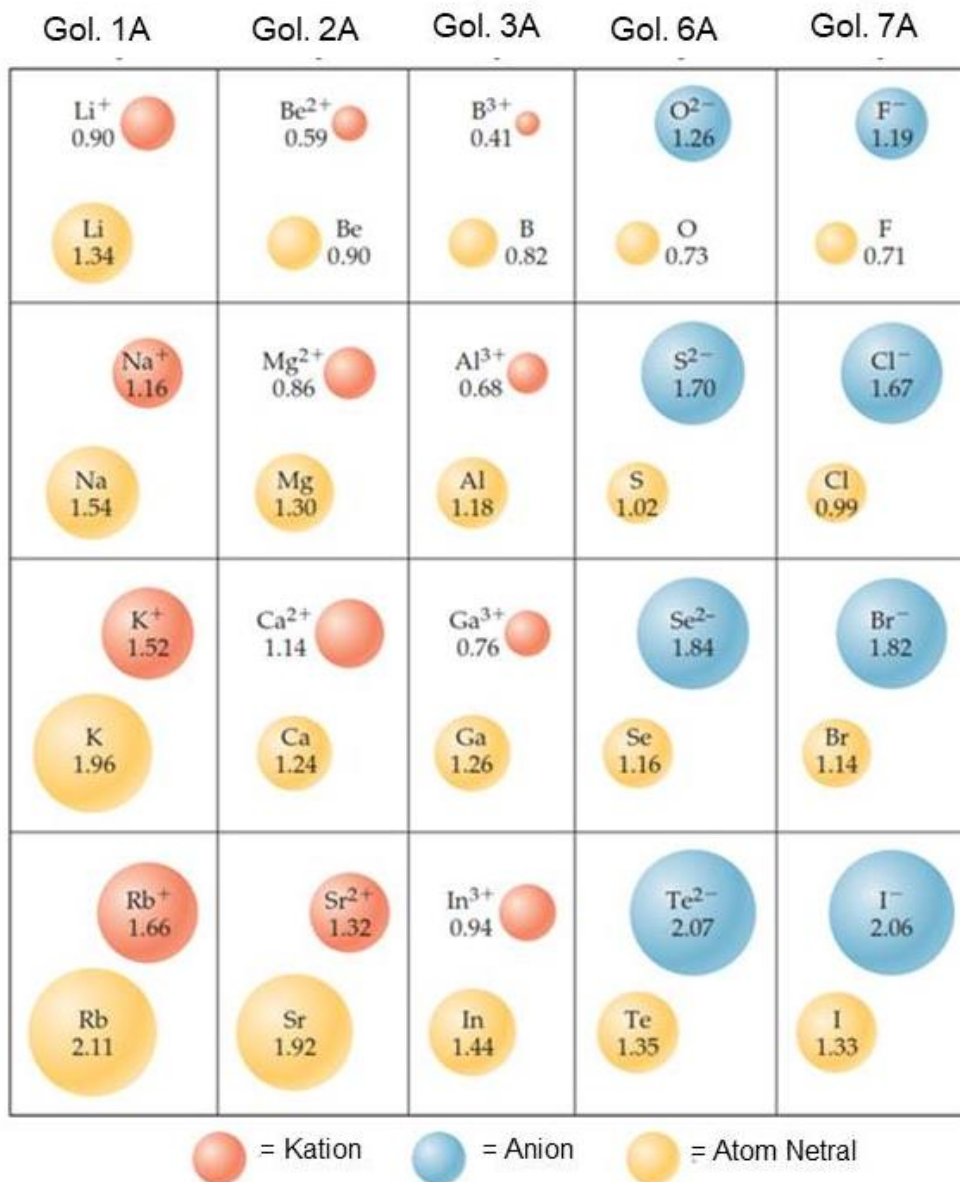
3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	(8)	8B (9)	(10)	1B (11)	2B (12)
Sc 162	Ti 147	V 134	Cr 128	Mn 127	Fe 126	Co 125	Ni 124	Cu 128	Zn 134
Y 180	Zr 160	Nb 146	Mo 139	Tc 136	Ru 134	Rh 134	Pd 137	Ag 144	Cd 151
La 187	Hf 159	Ta 146	W 139	Re 137	Os 135	Ir 136	Pt 138	Au 144	Hg 151

Gambar 56. Jari-jari atom dari unsur golongan utama dan transisi (Silberberg, 2009: 260)

Sebagai pendekatan, diasumsikan bahwa efek melindungi dari dua elektron 1s meniadakan dua muatan positif dalam inti. Jadi, elektron 2s hanya merasakan gaya tarik yang disebabkan oleh satu proton dalam inti, atau muatan inti efektifnya adalah +1. Dalam berilium ($1s^2 2s^2$) setiap elektron 2s dilindungi oleh dua elektron 1s bagian dalam, yang meniadakan dua dari empat muatan positif dalam inti (Chang, 2011). Perhatikan kecenderungan jari-jari atom pada Gambar 56!

Jari-jari atom (dalam pikometer) ditunjukkan sebagai setengah ukuran proporsional bola untuk unsur golongan utama (tan) dan unsur transisi (biru). Di antara unsur-unsur kelompok utama, jari-jari atom umumnya meningkat dari atas ke bawah dan berkurang dari kiri ke kanan. Unsur-unsur transisi tidak menunjukkan tren ini secara konsisten (Nilai dalam tanda kurung hanya memiliki dua angka signifikan; nilai untuk gas mulia didasarkan pada perhitungan mekanika kuantum).

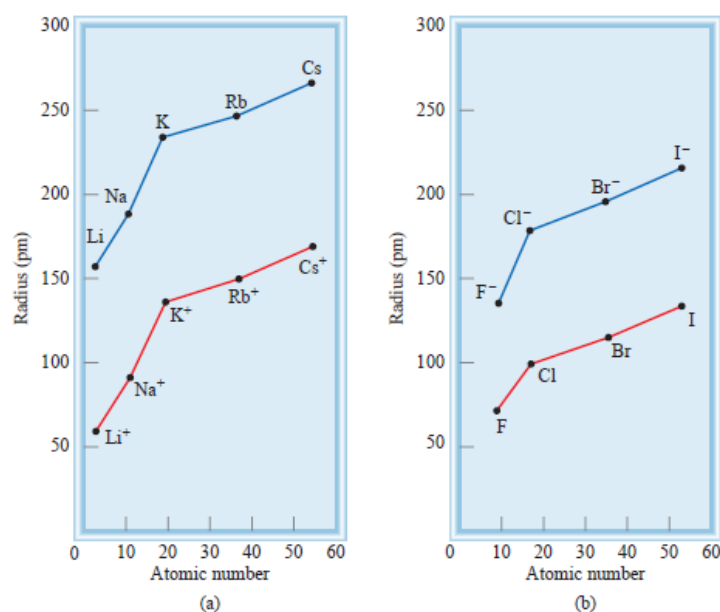
Sama seperti jari-jari atom ikatan dapat ditentukan dari jarak interatomik dalam molekul, jari-jari ionik dapat ditentukan dari jarak interatomik dalam senyawa ionik. Seperti ukuran atom, ukuran ion tergantung pada muatan intinya, jumlah elektron yang dimilikinya, dan orbital tempat elektron valensi berada. Ketika kation terbentuk dari atom netral, maka jumlah elektron akan berkurang dan jumlah tolakan elektron-elektron juga berkurang. Oleh karena itu, kation lebih kecil dari atom netralnya (Gambar 57). Kebalikannya berlaku pada anion, ketika elektron ditambahkan ke atom untuk membentuk anion, maka akan terjadi peningkatan tolakan elektron-elektron yang menyebabkan elektron menyebar lebih banyak di ruang. Dengan demikian, anion lebih besar dari atom netralnya. Untuk ion mempunyai muatan yang sama, jari-jari ionik meningkat dari atas ke bawah dalam satu golongan pada tabel periodik (Gambar 57). Dengan kata lain, ketika jumlah kuantum utama dari orbital terluar ion meningkat, jari-jari ion juga meningkat. Perhatikan Gambar 57! (Brown *et al.*, 2012:257).



Gambar 57. Ukuran kation dan anion. Jari-jari, dalam angstrom, golongan atom dan ion untuk lima golongan unsur yang representatif (Brown *et al.*, 2012: 257).

Berdasarkan Gambar 54 dan 56, terlihat kecenderungan jari-jari atom sesuai dengan kedudukannya pada sistem periodik unsur. Pada kecenderungan ini, perlu diingat bahwa jari-jari atom ditentukan oleh kuatnya elektron kulit bagian luar ditahan oleh inti. Makin besar muatan inti efektif, makin kuat elektron-elektron ini ditahan dan semakin kecil jari-jari atomnya.

Unsur dalam satu periode, mempunyai kulit yang sama, tetapi nomor atom bertambah dari kiri ke kanan. Berarti jumlah protonnya juga bertambah, sehingga daya tarik inti pada kulit terluar makin besar dari kiri ke kanan. Dalam satu golongan, unsur mempunyai elektron valensi sama, tetapi jumlah kulitnya bertambah dari atas ke bawah. Akibatnya jari-jari atom bertambah dari atas ke bawah. Dari atas ke bawah dalam satu golongan, misalnya golongan 1A dapat diamati bahwa jari-jari atom bertambah dengan bertambahnya nomor atom. Untuk logam alkali elektron terluar menempati orbital ns . Karena ukuran orbital bertambah dengan meningkatnya bilangan kuantum utama n , ukuran atom logam bertambah dari Li ke Cs. Hal ini juga terjadi pada unsur-unsur dalam golongan lain. Jadi, **jari-jari atom** adalah jarak antara dua atom sejenis yang terikat dalam ikatan tunggal (Chang, 2011). Perbandingan jari-jari atom dengan jari-jari ionik juga dapat dilihat dari grafik pada Gambar 58.



Gambar 58. Perbandingan Jari-Jari Atom dengan Jari-Jari Ionik. (a) Logam Alkali dan kation logam alkali.(b) Halogen dan ion halida (Chang, 2011)

b. Energi Ionisasi

Suatu atom netral dapat melepaskan sebuah elektron dengan membutuhkan energi. Sifat-sifat kimia setiap atom ditentukan oleh konfigurasi

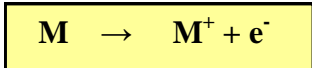
elektron valensi atom tersebut. Kestabilan elektron terluar ini tercermin secara langsung pada energi ionisasi atom tersebut.

Energi ionisasi adalah energi minimum yang diperlukan untuk melepaskan satu elektron dari atom berwujud gas pada keadaan dasarnya. Beberapa buku memberikan simbol yang berbeda untuk energi ionisasi, seperti Brown, *at. al.* (2012), Chang (2011) memberi simbol energi ionisasi dengan I (*ionization energy*), Jespersen, *at. al.* (2012) dan Silberberg (2010) memberi simbol IE (*ionization energy*), dan pada beberapa buku berbahasa Indonesia energi ionisasi disimbolkan dengan EI (Energi Ionisasi) seperti buku Syukri, 1999 dan Ahmad, 2001). Besarnya energi ionisasi merupakan ukuran usaha yang diperlukan untuk memaksa satu atom untuk melepaskan elektronnya. Makin besar energi ionisasi, makin sukar untuk melepaskan elektronnya (Chang, 2011; Silberberg, 2009; Syukri, 1999; Brown, *at. al.*, 2012; & Jespersen, *et.al.*, 2012).

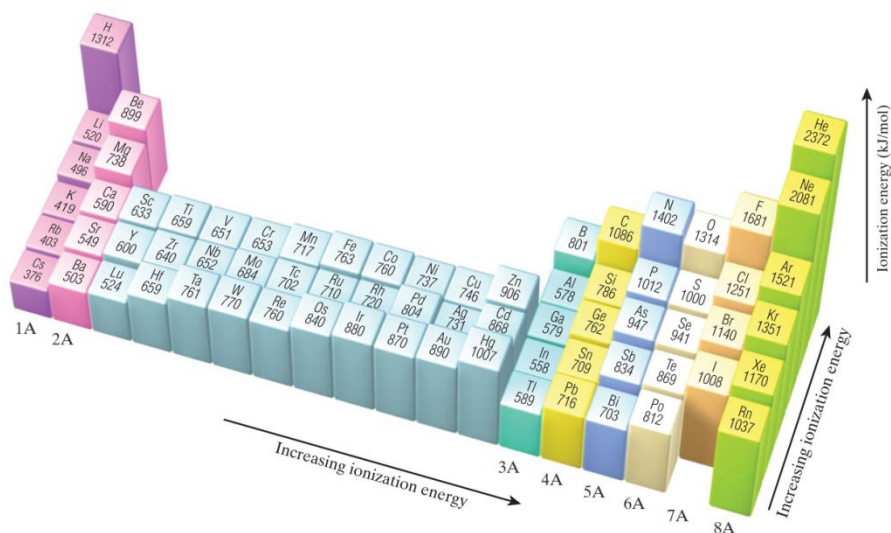
Dalam satu periode, energi ionisasi pertama bertambah dari kiri ke kanan dan dalam satu golongan energi ionisasi pertama bertambah dari atas ke bawah. Bila jarak makin kecil maka daya tarik makin besar. Akibatnya energi ionisasi makin besar. Sebaliknya, bila jarak makin besar maka daya tarik makin kecil. Dari keperiodikan telah diketahui bahwa dalam satu periode jari-jari berkurang dari kiri ke kanan. Demikian pula, dalam satu golongan, energi ionisasi pertamanya akan bertambah dari bawah ke atas, karena jari-jari atomnya makin kecil (Chang, 2011).

Unsur yang paling kanan dan paling atas dalam sistem periodik adalah unsur yang paling sukar terionisasi yaitu unsur F. Unsur yang paling bawah dan paling kiri adalah yang paling mudah terionisasi, yaitu unsur Fr. Unsur yang mudah terionisasi adalah unsur yang mudah melepaskan elektron valensinya dan mudah membentuk ion positif. Oleh sebab itu, energi ionisasi adalah sifat yang penting bagi logam. Jumlah elektron yang lepas dari suatu atom mungkin satu, dua, atau tiga, bergantung pada atom dan energi yang diberikan. Energi untuk melepaskan elektron terlemah pertama disebut energi ionisasi pertama (E-I), terlemah kedua disebut energi ionisasi kedua (E-II) dan seterusnya.

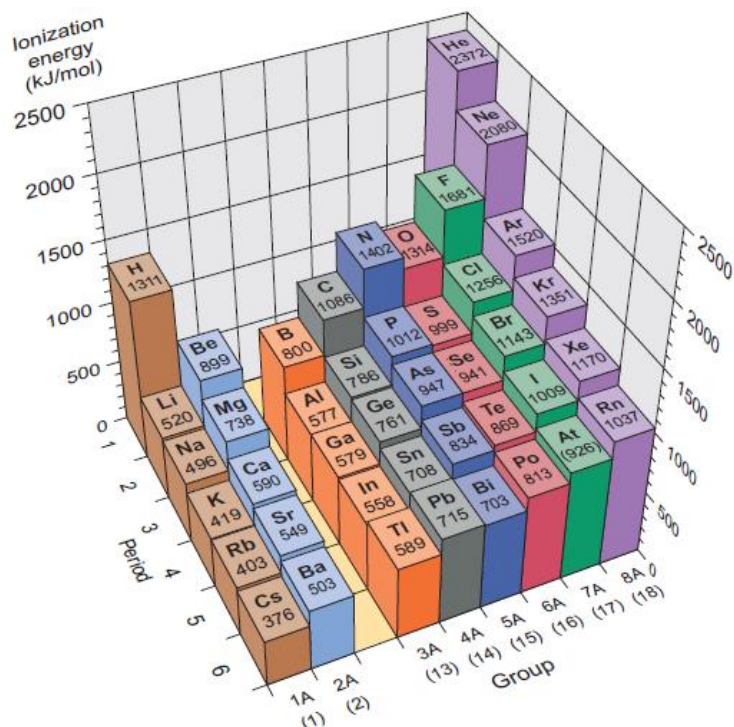
Energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron pertama dari kulit valensi atom berwujud gas disebut *energi ionisasi pertama* (Chang, 2011 dan Syukri, 1999).



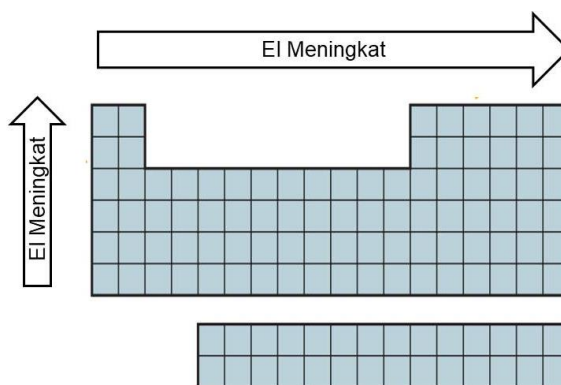
Kecenderungan energi ionisasi pertama dari unsur dalam tabel periodik dapat juga dilihat pada Gambar 57 dan 58. Kecenderungan secara umum dapat dilihat pada Gambar 59.



Gambar 59. Kecenderungan Energi Ionisasi Pertama dari Unsur-unsur dalam Tabel Periodik (Brown *at.al.*, 2012:261)

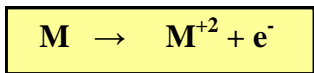


Gambar 60. Energi Ionisasi Pertama Unsur Kelompok Utama (Chang, 2011 dan Silberberg, 2010)



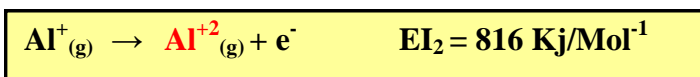
Gambar 61. Kecenderungan secara Umum Energi Ionisasi (sebagai jumlah eksotermik) dalam Tabel Periodik (Brown *et al.*, 2012:262)

Energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron kedua dari kulit valensi atom berwujud gas disebut *energi ionisasi kedua* (Chang, 2011 dan Syukri, 1999).



Oleh karena itu, semua atom mempunyai lebih dari satu elektron kecuali hidrogen. Maka atom-atom ini juga mempunyai lebih dari satu energi ionisasi (EI) untuk melepaskan elektron. Proses ini dapat dilihat dari persamaan reaksi berikut.

Contoh:



Faktor-faktor yang mempengaruhi energi ionisasi adalah sebagai berikut :

- a. Semakin besar jari-jari atom suatu unsur, energi ionisasi semakin berkurang.

Dengan semakin berkurang besar jari-jari atom, tarikan ke inti pada elektron valensi semakin berkurang. Dengan demikian, cenderung kehilangan elektron. Oleh karena itu, membutuhkan energi yang lebih rendah untuk melepaskannya.

- b. Semakin besar muatan inti dalam inti atom, energi ionisasi semakin bertambah (Syukri, 1999).

Dengan semakin besar muatan inti, daya tarik inti pada elektron dalam kulit valensi semakin bertambah. Dengan demikian, lebih banyak energi yang dibutuhkan untuk menarik elektron dari kulit valensi. Oleh karena itu, energi ionisasi semakin besar. Perhatikan Tabel 1 energi ionisasi.

Pada Tabel 18, terlihat energi ionisasi untuk 20 unsur pertama yang dinyatakan dalam kilo Joule per mol (kJ/mol), yaitu jumlah energi dalam kilo Joule yang diperlukan untuk melepaskan 1 mol elektron dari 1 mol atom (ion) dalam keadaan gas. Berdasarkan kesepakatan, energi yang diserap oleh atom atau ion dalam proses ionisasi mempunyai nilai positif. Jadi, energi ionisasi semuanya bernilai positif. Berarti setelah satu elektron keluar dari atom, daya tarik inti terhadap elektron yang tinggal menjadi besar, karena jari-jari:

$$r_A > r_{A^+} > r_{A^{+2}} > \dots$$

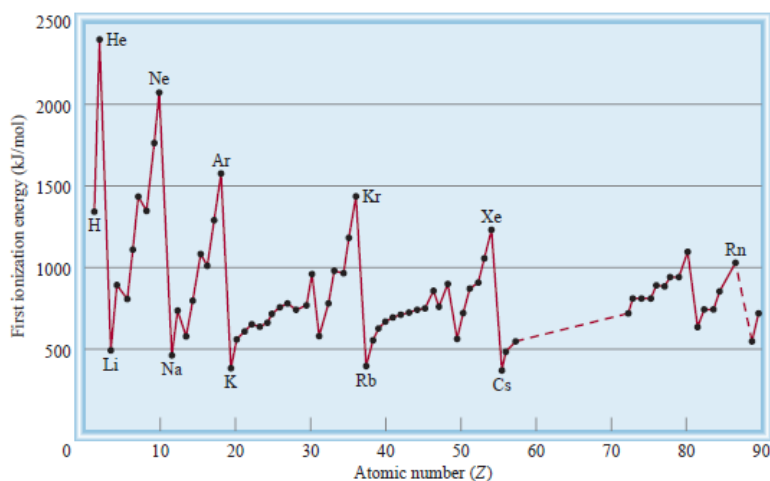
Tabel 18. Energi Ionisasi (kJ / mol) untuk 20 Unsur Pertama (Chang, 2011: 263)

Z	Element	First	Second	Third	Fourth	Fifth	Sixth
1	H	1,312					
2	He	2,373	5,251				
3	Li	520	7,300	11,815			
4	Be	899	1,757	14,850	21,005		
5	B	801	2,430	3,660	25,000	32,820	
6	C	1,086	2,350	4,620	6,220	38,000	47,261
7	N	1,400	2,860	4,580	7,500	9,400	53,000
8	O	1,314	3,390	5,300	7,470	11,000	13,000
9	F	1,680	3,370	6,050	8,400	11,000	15,200
10	Ne	2,080	3,950	6,120	9,370	12,200	15,000
11	Na	495.9	4,560	6,900	9,540	13,400	16,600
12	Mg	738.1	1,450	7,730	10,500	13,600	18,000
13	Al	577.9	1,820	2,750	11,600	14,800	18,400
14	Si	786.3	1,580	3,230	4,360	16,000	20,000
15	P	1,012	1,904	2,910	4,960	6,240	21,000
16	S	999.5	2,250	3,360	4,660	6,990	8,500
17	Cl	1,251	2,297	3,820	5,160	6,540	9,300
18	Ar	1,521	2,666	3,900	5,770	7,240	8,800
19	K	418.7	3,052	4,410	5,900	8,000	9,600
20	Ca	589.5	1,145	4,900	6,500	8,100	11,000

Pengecilan jari-jari terjadi karena elektron saling tolak menolak, dan bila satu elektron keluar maka daya tolaknya menjadi lebih kecil, sehingga terjadi pengerutan seperti Al menjadi Al^+ . Pengecilan juga terjadi bila elektron keluar dari suatu atom yang mengakibatkan jumlah kulit berkurang. Perhatikan Gambar 62!

Gambar 62, menunjukkan energi ionisasi pertama suatu atom. Gambar ini menunjukkan bahwa energi ionisasi unsur dalam satu periode bertambah dengan bertambahnya nomor atom. Kita dapat menjelaskan kecenderungan ini dengan melihat pada bertambahnya muatan inti efektif dari kiri ke kanan seperti jari-jari atom. Muatan inti efektif yang lebih besar artinya elektron di bagian luar terikat lebih erat, oleh karena itu energi ionisasi pertamanya lebih besar. Pada Gambar 62

terlihat grafik energi ionisasi unsur gas mulia, hampir semua unsur tidak reaktif secara kimia. Pada kenyataannya, helium mempunyai energi ionisasi pertama terbesar diantara semua unsur.



Gambar 62. Grafik energi ionisasi (Chang, 2011)

Unsur-unsur golongan IA (logam alkali) pada bagian bawah grafik Gambar 10 mempunyai energi ionisasi terendah. Masing-masing logam ini memiliki satu elektron valensi (konfigurasi elektron terluarnya adalah ns^1), yang terikat secara efektif oleh kulit bagian dalam yang terisi penuh. Akibatnya, secara energetika akan mudah untuk melepaskan satu elektron dari atom logam alkali membentuk ion unipositif ($Li^+, Na^+, K^+, \dots, \dots$) (Chang, 2011).

Unsur-unsur Golongan 2A (logam alkali tanah) memiliki energi ionisasi pertama yang lebih tinggi dari pada logam alkali. Logam alkali tanah memiliki dua elektron valensi (konfigurasi elektron terluarnya adalah ns^2). Karena kedua elektron s ini tidak saling mengikat satu sama lain secara kuat, muatan inti efektif untuk atom logam alkali tanah lebih besar dari pada logam alkali yang telah dibahas sebelumnya. Logam alkali tanah mengandung ion dipositif ($Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}$), yang isoelektron dengan ion-ion logam alkali yang mengandung ion unipositif (Chang, 2011).

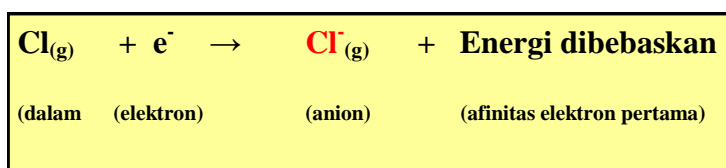
Dari pembahasan sebelumnya, terlihat bahwa logam-logam memiliki energi ionisasi yang relatif rendah, sedangkan nonlogam memiliki energi ionisasi yang jauh lebih besar. Energi ionisasi metaloid biasanya berada diantara logam dan nonlogam. Perbedaan dalam energi ionisasi menjelaskan mengapa logam-

logam selalu membentuk kation dan nonlogam membentuk anion dalam senyawa ionik. Untuk golongan tertentu, energi ionisasi menurun dengan bertambahnya nomor atom (yaitu, dari atas ke bawah dalam golongan itu). Unsur-unsur dalam golongan yang sama memiliki konfigurasi elektron terluar yang mirip. Tetapi, dengan meningkatnya bilangan kuantum utama n , bertambah pula jarak rata-rata elektron valensi dari inti. Makin jauh jarak antara elektron dan inti berarti gaya tariknya lebih lemah, sehingga elektron menjadi lebih mudah dilepaskan dari atas ke bawah dalam satu golongan. Sifat logam dari unsur-unsur dalam satu golongan meningkat dari atas ke bawah. Kecenderungan ini khususnya dapat diamati untuk unsur-unsur dalam golongan 3A hingga 7A. Misalnya, dalam golongan 4A karbon adalah nonlogam, silikon dan germanium adalah metaloid, timah dan timbal adalah logam.

Walaupun kecenderungan umum dalam tabel periodik adalah bahwa energi ionisasi meningkat dari kiri kekanan, beberapa keridakteraturan tetap muncul. Yang pertama terjadi saat berpindah dari golongan 2A ke 3A (misalnya dari Be ke B dan dari Mg ke Al). Semua unsur golongan 3A mempunyai golongan satu elektron dalam subkulit terluar $ns^2 np^1$, sehingga lebih kecil energi yang dibutuhkan untuk melepaskan satu elektron p dari pada untuk melepaskan sepasang elektron s dari tingkat energi utama yang sama. Hal ini menjelaskan energi ionisasi yang lebih rendah dalam unsur-unsur Golongan 3A dibandingkan dengan energi ionisasi unsur-unsur Golongan 2A pada periode yang sama. Ketakteraturan kedua terjadi antara Golongan 5A ($ns^2 np^3$) elektron p berada dalam tiga orbital yang terpisah menurut aturan Hund. Dalam Golongan 6A ($ns^2 np^4$) elektron tambahan harus dipasangkan dengan salah satu dari tiga elektron p . Kedekatan dua elektron dalam orbital yang sama menghasilkan tolakan elektrostatik yang lebih besar, yang membuat lebih mudah untuk mengionisasi atom unsur Golongan 6A, walaupun muatan inti bertambah sebesar satu satuan. Akibatnya, energi ionisasi dalam golongan 6A lebih rendah dibandingkan dengan energi ionisasi golongan 5A dalam periode yang sama (Chang, 2011).

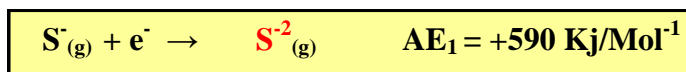
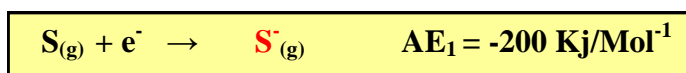
c. Afinitas Elektron

Selain melepaskan elektron, cara lain yang dilakukan oleh atom untuk mencapai kestabilan yaitu menerima elektron. Afinitas elektron adalah energi yang dilepaskan atau diperlukan bila satu elektron masuk ke orbital terluar suatu atom. Sebagai contoh atom Cl untuk mencapai kestabilan, akan menerima 1 elektron, proses ini dapat dilihat dari persamaan reaksi berikut.



Dalam proses ini elektron memasuki orbital terluar atom. Elektron dapat masuk karena ditarik oleh inti yang bermuatan positif. Di sekitar inti terdapat elektron yang menolak elektron lain yang akan masuk. Jika daya tarik inti lebih besar daripada daya tolak elektron, maka dikeluarkan energi saat elektron masuk. Sebaliknya, bila daya tarik inti lebih kecil, maka akan diperlukan energi untuk memasukkan elektron. Jika energi keluar, afinitas elektron bertanda negatif sehingga daya tariknya besar, maka proses ini akan melepaskan energi (eksotermik). Bila energi diperlukan bertanda positif (endotermik) maka inti atom bermuatan positif sehingga daya tarik inti kecil dan diperlukan energi (endoterm). Jumlah elektron yang dapat diterima oleh suatu atom bisa lebih dari satu. Oleh karena itu, kita mengenal istilah afinitas elektron pertama, kedua dan seterusnya.

Contoh:



Afinitas elektron didefinisikan sebagai besarnya energi yang dilepaskan atau diserap oleh suatu atom dalam wujud gas untuk membentuk anion. Dalam satu periode, afinitas elektron bertambah dari kiri ke kanan dan dalam satu golongan afinitas golongan afinitas elektron bertambah dari atas ke bawah. Satuan

afinitas elektron adalah elektron volt (eV). Tanda negatif (-) pada (-200) berarti bahwa energi dilepaskan oleh penambahan elektron (Chang, 2011 dan Syukri, 199).

Faktor-faktor yang mempengaruhi afinitas elektron adalah :

a. Ukuran atom

Semakin besar jari-jari atom, afinitas elektron semakin berkurang. Sama seperti pada energi ionisasi dan elektronegativitas.

b. Muatan inti

Dengan semakin naiknya muatan inti afinitas elektron semakin bertambah. Sama seperti pada energi ionisasi dan elektronegativitas. (Syukri, 1999).

Untuk mengetahui kecenderungan afinitas elektron dalam satu golongan, perhatikan Tabel 19 dan Gambar 63!

Tabel 19. Afinitas Elektron (kJ/mol^{-1}) Beberapa Unsur Golongan Utama dan Gas Mulia (Chang, 2011 dan Silberberg, 2009)

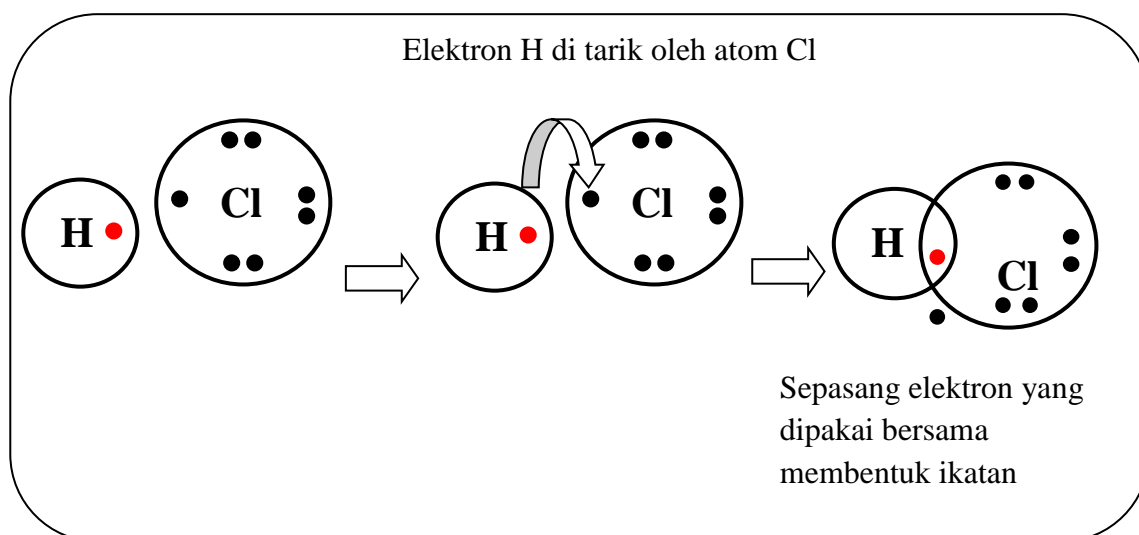
1A (1)						8A (18)	
H -72.8	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	He (0.0)
Li -59.6	Be ≤ 0	B -26.7	C -122	N +7	O -141	F -328	Ne (+29)
Na -52.9	Mg ≤ 0	Al -42.5	Si -134	P -72.0	S -200	Cl -349	Ar (+35)
K -48.4	Ca -2.37	Ga -28.9	Ge -119	As -78.2	Se -195	Br -325	Kr (+39)
Rb -46.9	Sr -5.03	In -28.9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe (+41)
Cs -45.5	Ba -13.95	Tl -19.3	Pb -35.1	Bi -91.3	Po -183	At -270	Rn (+41)

Beberapa hal yang perlu diperhatikan untuk memahami afinitas elektron sebagai berikut ini.

- 1) Penyerapan elektron ada yang disertai pelepasan energi dan ada pula yang disertai penyerapan energi.
- 2) Jika penyerapan elektron disertai pelepasan energi, maka afinitas elektronnya dinyatakan dengan tanda negatif.
- 3) Jika penyerapan elektron disertai penyerapan energi, maka afinitas elektronnya dinyatakan dengan tanda positif.
- 4) Unsur yang mempunyai afinitas elektron bertanda negatif mempunyai daya tarik atau afinitas elektron yang lebih besar daripada unsur yang afinitas elektronnya bertanda positif. Dengan kata lain, semakin negatif nilai afinitas elektron, semakin besar kecenderungannya menarik elektron membentuk ion negatif.
- 5) Unsur yang mempunyai afinitas elektron bertanda negatif berarti ion negatif yang dibentuknya lebih stabil daripada atom netralnya.
- 6) Sebaliknya, unsur yang afinitas elektronnya bertanda positif berarti ion negatif yang dibentuknya kurang stabil daripada atom netralnya. (Syukri, 1999).

d. Keelektronegatifan

Perhatikan Gambar 63!



Gambar 63. Keelektronegatifan (Chang, 2011 dan Syukri, 1999)

Dari Gambar 63 terlihat bahwa pasangan elektron itu ditarik oleh atom H dan atom Cl, akan tetapi daya tarik Cl lebih kuat daripada H sehingga kedua elektron itu lebih dekat ke atom Cl. Keelektronegatifan juga berkaitan dengan kecenderungan unsur menarik elektron, tetapi tidak dikaitkan dengan pembentukan ion positif dan ion negatif. **Keelektronegatifan** adalah suatu bilangan yang menggambarkan kecenderungan relatif suatu unsur menarik elektron ke pihaknya dalam suatu ikatan kimia.

Keelektronegatifan unsur ditentukan oleh muatan inti dan jari-jari kovalennya. Nilai mutlak keelektronegatifan tidak dapat diukur, tetapi nilai relatifnya dapat dicari seperti dengan cara Pauling. Ia menetapkan unsur Flour (F) sebagai standar dan berdasarkan itu dihitung nilai untuk unsur yang lain.

Mudah atau tidaknya suatu atom menarik pasangan elektron membentuk suatu ikatan dapat dilihat dari harga keelektronegatifan. Berdasarkan harga keelektronegatifan, dapat dilihat hubungan nomor atom terhadap kecenderungan keelektronegatifan dari kiri ke kanan dalam satu periode dari atas ke bawah dalam satu golongan.

Dari Tabel 20, disimpulkan:

Dalam satu periode keelektronegatifan bertambah dari kiri ke kanan, dan dalam satu golongan keelektronegatifan bertambah dari atas ke bawah (Achmad, 2001 dan Syukri, 1999).

Unsur dalam satu periode mempunyai jari-jari atom makin kecil dari kiri ke kanan. Akibatnya, daya tarik inti terhadap elektron kulit terluar (termasuk pasangan elektron yang dipakai bersama) juga bertambah dari kiri ke kanan. Keelektronegatifan unsur segolongan bertambah dari bawah ke atas juga karena pertambahan jari-jari atomnya (Achmad, 2001 dan Syukri, 1999).

Nilai keelektronegatifan berguna untuk menentukan kecenderungan pasangan elektron dalam ikatan. Jika perbedaannya besar, pasangan itu cenderung ke atom yang keelektronegatifannya lebih besar sehingga ikatan bersifat polar. Akan tetapi jika perbedaan itu kecil sekali, maka pasangan elektron berada ditengah dan tidak polar.

Tabel 20. Kecenderungan Keelektronegatifan dalam Tabel Periodik (Syukri, 1999)

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
${}^1\text{H}$ 2,1							${}^2\text{He}$
${}^3\text{Li}$ 1,0	${}^4\text{Be}$ 1,5	${}^5\text{B}$ 2,0	${}^6\text{C}$ 2,5	${}^7\text{N}$ 3,0	${}^8\text{O}$ 3,5	${}^9\text{F}$ 4,0	${}^{10}\text{Ne}$ 29
${}^{11}\text{Na}$ 0,9	${}^{12}\text{Mg}$ 1,2	${}^{13}\text{Al}$ 1,5	${}^{14}\text{Si}$ 1,8	${}^{15}\text{P}$ 2,1	${}^{16}\text{S}$ 2,5	${}^{17}\text{Cl}$ 3,0	${}^{18}\text{Ar}$ 35
${}^{19}\text{K}$ 0,8	${}^{20}\text{Ca}$ 1,0	${}^{31}\text{Ga}$ 1,6	${}^{32}\text{Ge}$ 1,8	${}^{33}\text{As}$ 2,0	${}^{34}\text{Se}$ 2,4	${}^{35}\text{Br}$ 2,8	${}^{36}\text{Kr}$ 3,0
${}^{37}\text{Rb}$ 0,8	${}^{38}\text{Sr}$ 1,0	${}^{49}\text{In}$ 1,7	${}^{50}\text{Sn}$ 1,8	${}^{51}\text{Sb}$ 1,9	${}^{52}\text{Te}$ 2,1	${}^{53}\text{I}$ 2,5	${}^{54}\text{Xe}$ 2,6
${}^{55}\text{Cs}$ 0,7	${}^{56}\text{Ba}$ 0,9	${}^{81}\text{Ti}$ 1,8	${}^{82}\text{Pb}$ 1,8	${}^{83}\text{Bi}$ 1,9	${}^{84}\text{Po}$ 2,0	${}^{85}\text{At}$ 2,3	${}^{86}\text{Rn}$ 2,4

Supaya Anda lebih paham lagi tentang materi sifat keperiodikan unsur, perhatikan video pada web berikut ini !

<https://www.youtube.com/watch?v=J-SQ2fJud7Y>



Contoh dan Non Contoh / Ilustrasi

- 1) Dengan melihat tabel periodik unsur, kita dapat menyusun atom-atom : P, Si, N menurut urutan kenaikan jari-jari.

Jawaban:

Perhatikan bahwa N dan P terdapat dalam golongan yang sama (Golongan 5A) dan N terletak di atas P. Karena jari-jari atom bertambah dari atas ke bawah dalam satu golongan, jari-jari N lebih kecil dari P. Si dan P keduanya

berada pada periode ketiga, dan Si terletak di sebelah kiri P. Oleh karena itu, jari-jari atom berkurang dari kiri ke kanan dalam satu periode, jari-jari P lebih kecil dari jari-jari Si. Jadi, urutan bertambahnya jari-jari adalah $N < P < Si$.

- 2) Atom manakah dalam golongan 6A yang memiliki energi ionisasi pertama yang lebih kecil: oksigen atau belerang?

Jawaban:

Oksigen dan belerang adalah unsur golongan 6A. Atom-atom ini memiliki konfigurasi elektron valensi yang sama (ns^2np^4), tetapi elektron $3p$ dalam belerang lebih jauh dari inti dan mengalami gaya tarik inti yang lebih kecil daripada elektron $2p$ dalam oksigen. Jadi, mengikuti aturan umum bahwa energi ionisasi unsur-unsur turun dari atas ke bawah dalam satu golongan. Oleh karena itu, belerang memiliki energi ionisasi pertama yang lebih kecil.

- 3) Tentukanlah urutan unsur di bawah ini berdasarkan penurunan keelektronegatifannya !

- a. N, As, P
- b. Si, S, Cl

Jawaban:

- a. Unsur ini adalah segolongan sehingga urutan keelektronegatifannya
 $N > P > As$
- b. Unsur ini seperiode sehingga urutannya
 $Cl > S > Si$



4. Forum Diskusi

- 1) Untuk setiap pasangan ion berikut ini, tunjukkan manakah di antara dua spesi itu yang jari-jarinya lebih besar? Mengapa demikian?
 - a. N^{3-} atau F^-
 - b. Mg^{2+} atau Ca^{2+}
 - c. Fe^{2+} atau Fe^{3+}
- 2) Atom manakah dalam periode kedua yang memiliki energi ionisasi kedua yang lebih besar, oksigen atau belerang? Mengapa demikian?

- 3) Manakah dari atom-atom berikut ini yang seharusnya memiliki energi ionisasi kedua yang lebih kecil, litium atau berilium? Jelaskan alasan Anda!
- 4) Mengapa afinitas elektron logam alkali tanah, seperti yang diketahui pada tabel sistem periodik unsur bernilai negatif atau positif kecil ?
- 5) Dari kedua unsur ${}_{9}\text{F}$ dan ${}_{17}\text{Cl}$, manakah yang mempunyai keelektronegatifan yang paling besar?

C. Penutup



1. Rangkuman

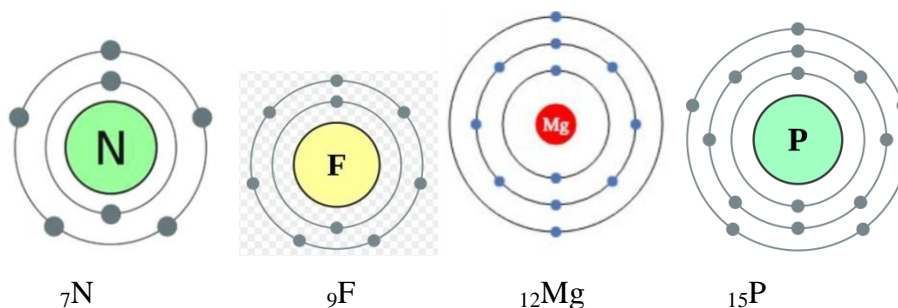
- a) Jari-jari atom adalah setengah jarak inti dua atom yang sama dalam ikatan tunggal. Jari-jari atom unsur diukur dari jarak dua atom kristal padatnya, sedangkan unsur non logam dari panjang ikatan kovalen tunggal.
- b) Dalam satu periode jari-jari bertambah dari kiri ke kanan sedangkan dalam satu golongan jari-jari bertambah dari atas ke bawah.
- c) Energi ionisasi adalah energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron terlemah suatu atom.
- d) Dalam satu periode energi ionisasi pertama bertambah dari kiri ke kanan, sedangkan dalam satu golongan energi ionisasi pertama bertambah dari bawah ke atas.
- e) Afinitas elektron adalah energi yang dilepaskan atau diperlukan bila satu elektron masuk ke orbital terluar suatu atom.
- f) Dalam satu periode afinitas elektron bertambah dari kiri ke kanan, sedangkan dalam satu golongan afinitas elektron bertambah dari bawah ke atas.
- g) Keelektronegatifan adalah daya tarik atom terhadap pasangan elektron yang dipakai bersama dalam ikatan kovalen.
- h) Dalam satu periode keelektronegatifan bertambah dari kiri ke kanan, sedangkan dalam satu golongan keelektronegatifan bertambah dari bawah ke atas.



2. Tes Formatif

Bacaan Untuk Soal Nomor 1 dan 2

Siswa siswi kelas X sedang mempelajari salah satu sifat keperiodikan atom yaitu mengenai kecenderungan jari-jari atom pada sistem periodik. Siswa-siswi diminta oleh Guru Kimia untuk memperhatikan beberapa permodelan dari beberapa atom menganalisis mengenai jari-jari dari beberapa atom tersebut. permodelan dari atom tersebut seperti terlihat pada gambar dibawah ini.



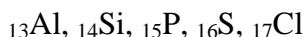
- Urutan atom berdasarkan kenaikan jari-jari atom yang tepat adalah
 - Mg, N, P, F
 - P, Mg, F, N
 - F, N, P, Mg
 - Mg, P, N, F
 - F, N, P, Mg
- Atom yang hanya membutuhkan energi paling sedikit untuk melepaskan satu elektron pada kulit terluar dalam keadaan gas adalah
 - N
 - F
 - Mg
 - P
 - S

Bacaan Untuk Soal Nomor 3 - 4

Afinitas Elektron atau *electron affinity* yaitu “negatif” dari perubahan energi yang terjadi ketika satu elektron diterima oleh atom suatu unsur dalam keadaan gas. Biasanya dinyatakan dalam kJ/mol. Semakin negatif afinitas elektron

berarti atom tersebut mempunyai kecenderungan lebih besar dalam menyerap elektron daripada unsur yang afinitas elektronnya bertanda lebih positif. Makin negatif nilai afinitas elektron, maka makin besar kecenderungan membentuk ion negatif.

3. Perhatikan atom berikut!



Atom yang mempunyai afinitas elektron terkecil adalah

- A. Al
 - B. Si
 - C. P
 - D. S
 - E. Cl
4. Urutan atom berdasarkan kenaikan afinitas elektron yang tepat adalah
- A. Mg, N, P, F
 - B. P, Mg, F, N
 - C. F, N, P, Mg
 - D. Mg, P, N, F
 - E. F, N, P, Mg

Bacaan Untuk Soal Nomor 5 dan 6

Elektronegativitas atau keelektronegatifan menjelaskan kemampuan sebuah atom untuk menarik elektron menuju intinya sendiri pada ikatan kovalen. Konsep elektronegativitas pertama kali dikenalkan pada tahun 1932 oleh Linus Pauling. Elektronegativitas tidak bisa dihitung secara langsung, tetapi harus dijumlahkan dari sifat-sifat atom dan molekul lainnya.

5. Urutan tingkatan keelektronegatifan unsur ${}_{9}\text{F}$, ${}_{15}\text{P}$, ${}_{16}\text{S}$ dan ${}_{17}\text{Cl}$ dari yang terbesar hingga terkecil adalah
- A. ${}_{16}\text{S}$, ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_{9}\text{F}$ dan ${}_{15}\text{P}$
 - B. ${}_{15}\text{P}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{17}\text{Cl}$ dan ${}_{9}\text{F}$
 - C. ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_{9}\text{F}$, ${}_{15}\text{P}$ dan ${}_{16}\text{S}$
 - D. ${}_{16}\text{S}$, ${}_{15}\text{P}$, ${}_{17}\text{Cl}$ dan ${}_{9}\text{F}$
 - E. ${}_{9}\text{F}$, ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_{16}\text{S}$ dan ${}_{15}\text{P}$

6. Di antara atom-atom berikut ${}_{8}\text{O}$, ${}_{11}\text{Na}$, ${}_{13}\text{Al}$, ${}_{19}\text{K}$, ${}_{20}\text{Ca}$, atom manakah yang mempunyai keelektronegatifan yang paling rendah
- Al
 - Ca
 - K
 - Na
 - O
7. Energi ionisasi (IE) adalah energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron dari tiap mol dalam keadaan gas. Energi ionisasi secara umum akan menurun dengan bertambahnya nomor atom. unsur-unsur alkali mempunyai energi ionisasi terendah sedangkan unsur-unsur gas mulia mempunyai energi ionisasi tertinggi. Namun demikian, terdapat beberapa kekecualian untuk beberapa unsur. Perhatikan tabel berikut:

Na		Cl
K	Ti	
	Ba	

Di antara atom-atom di atas, atom yang energi ionisasinya paling besar adalah

- Ba
- Cl
- K
- Na
- Ti

Bacaan ini untuk soal nomor 8, 9 dan 10

Unsur kimia yang terdapat di alam memiliki sifat yang khas. Sifat-sifat tersebut memiliki keteraturan yang disusun dalam suatu tabel periodik. Sifat tersebut disebut sifat keperiodikan unsur. Periodisitas sifat unsur meliputi ukuran atom, energi ionisasi, afinitas elektron, keelektronegatifan, dan sifat logam. Selain itu, ditemukan juga beberapa unsur yang tidak mengikuti keteraturan tersebut.

8. Pernyataan yang **tidak** tepat dari sifat keperiodikan pada sistem periodik unsur adalah
- Afinitas elektron dalam satu golongan dari atas kebawah semakin kecil
 - Energi ionisasi dalam satu periode dari kiri ke kanan semakin besar
 - Jari-jari atom dalam satu golongan dari atas ke bawah semakin panjang
 - Jari-jari atom dalam satu periode dari kiri ke kanan semakin panjang
 - Keelektronegatifan dalam satu periode dari kiri ke kanan semakin besar
9. Perhatikan beberapa pernyataan berikut ini!
- Jari-jari atom $_{11}\text{Na} < _{12}\text{Mg}$
 - Jari-jari atom $_4\text{Be} > _{56}\text{Ba}$
 - Energi ionisasi $_{12}\text{Mg} < _{15}\text{P}$
 - Keelektronegatifan $\text{Cl} > \text{F}$
- Pernyataan yang benar tentang sifat periodik unsur ditunjukkan oleh nomor
- 1
 - 2
 - 3
 - 4
 - Semua salah
10. Diketahui beberapa atom
- $$_{14}\text{Si} \qquad \qquad \qquad _{19}\text{K} \qquad \qquad \qquad _{11}\text{Na}$$
- Jika ditinjau dari sifat keperiodikannya. Pernyataan yang benar tentang ketiga atom adalah
- Atom Na mempunyai energi ionisasi yang rendah
 - Atom K mempunyai sifat yang mirip dengan unsur Si
 - Jari-jari atom Si lebih panjang daripada jari-jari atom Na
 - Atom Si mempunyai keelektronegatifan paling besar
 - Afinitas elektron atom K lebih besar daripada unsur Na



Daftar Pustaka

- Achmad, Hiskia. 2001. *Struktur Atom, Struktur Molekul & Sistem Periodik*. Bandung: PT. Citra Aditya Bakti.
- Bayharti, Yerimadesi, dan Ellizar. 2018. *Modul 1, Sub Materi Struktur Atom, Sistem Periodik Unsur, dan Ikatan Kimia*. PPG Dalam Jabatan. Kementerian Riset, Teknologi dan Pendidikan Tinggi.
- Brown T. L., J. R Lemay, H. E., Bursten B. E., Murphy C. J., Woodward P.T., 2012. *Chemistry The Central Science*, 12th Edition, New York: Prentice Hall Pearson
- Chang, R. 2010. *Chemistry* 10th Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Chang, R & Jason O. 2011. *General Chemistry the Essential Concepts*. Sixth Edition. New York : The McGraw-Hill Companies.
- Jespersen, N. D., Brady, J. E. and Hyslop, A., 2012. *Chemistry the Molecular Nature of Matter*, 6th edition. New York: John Wiley and Sons, Inc
- Petrucci, R.H., Herring, F.G., Madura J.D., & Bissonnette, C. 2017. *General Chemistry Principles and Modern Applications*. Eleventh Edition. Toronto: Pearson Canada Inc.
- Silberberg, M.S. 2009. *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change* 5th Edition. Second Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Silberberg, M. S. 2010. *Principles of General Chemistry*, 2th Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Syukri, S. 1999. *Kimia Dasar 1*. Bandung: ITB.
- Tro, N. J. 2011. *Introductory Chemistr*, 4th Edition. United States of America: Pearson Education, Inc., publishing as Pearson Prentice Hall



Tugas Akhir

Petunjuk: *Kerjakanlah tugas akhir dari modul 1 berikut ini, setelah Anda menyelesaikan tes formatif pada M1KB4.*

Struktur atom memiliki hubungan dengan sifat-sifat keperiodikan unsur seperti yang telah dijelaskan pada modul 1 ini.

1. Jelaskan hubungan antara struktur atom dengan sistem periodik unsur!
2. Gambarkanlah model atom sesuai perkembangan teori atom modern, jelaskan dasar percobaan yang mendasari masing-masing teori, dan kemukakanlah kelemahan dan kelebihan masing-masing teori dengan contoh!
3. Tuliskan masing-masing 5 contoh konfigurasi elektron unsur blok s, blok p, blok d, dan blok f. Kenapa demikian jelaskan berdasarkan teori!

Tes Sumatif

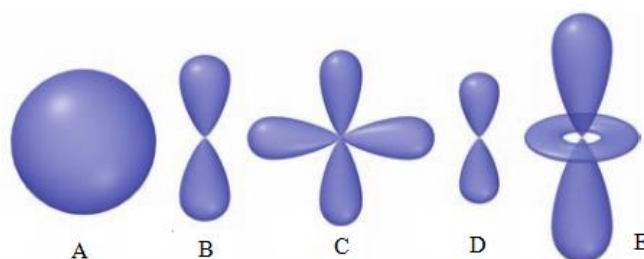
Pilihlah salah satu jawaban yang benar dari item (A, B, C, D, atau E) dari soal-soal berikut ini!

1. Pernyataan berikut yang terkait teori atom dari John Dalton:
 - (1) Atom berbentuk pola pejal yang sangat kecil.
 - (2) Atom merupakan partikel terkecil yang tidak dapat dibagi lagi
 - (3) Atom dari unsur yang sama memiliki sifat sama, sedangkan atom dari unsur yang berbeda memiliki massa dan sifat yang berbeda.
 - (4) Reaksi kimia tidak dapat merubah suatu atom menjadi atom lainDari pernyataan di atas yang menjadi *kelemahan* teori atom Dalton adalah pernyataan
 - A. 1 dan 2
 - B. 2 dan 3
 - C. 1, 2 dan 3
 - D. 2,3 dan 4
 - E. 1, 2, 3 dan 4

2. Perhatikan pernyataan berikut ini!
- (1) Tiap unsur tersusun oleh partikel-partikel yang tidak dapat dipecah lagi yaitu atom
 - (2) Atom mengandung elektron, proton, dan neutron
 - (3) Atom suatu unsur berbeda dengan unsur lainnya
 - (4) Suatu reaksi kimia adalah pemindahan kombinasi atom
 - (5) Unsur-unsur yang berbeda membentuk senyawa dengan perbandingan sederhana

Teori-teori tentang atom menurut Dalton yang benar, *kecuali*

- A. 1
 - B. 2
 - C. 3
 - D. 4
 - E. 5
3. Suatu atom terdiri atas tiga partikel dasar. Salah satu partikel itu adalah partikel yang terletak pada inti atom, memiliki muatan 0 dan bermassa 1 sma. Partikel tersebut terletak pada nomor
- A. 1
 - B. 2
 - C. 3
 - D. 4
 - E. 5
4. Perhatikan gambar berikut!



Dari gambar diatas, orbital yang mempunyai nilai $l=0$ dan energi yang tertinggi berturut-turut adalah

- A. A dan B
 - B. A dan E
 - C. B dan C
 - D. B dan A
 - E. E dan C
5. Elektron terakhir dari suatu atom unsur memiliki bilangan kuantum $n=5$, $l=2$, $m=+2$, dan $s=-1/2$. Atom yang dimaksud adalah
- A. ${}_{76}\text{Os}$
 - B. ${}_{78}\text{Pt}$
 - C. ${}_{80}\text{Hg}$
 - D. ${}_{81}\text{Ti}$
 - E. ${}_{72}\text{Pb}$
6. Perhatikan tabel berikut!

Partikel	Penemu	Muatan	Lambang
Elektron	a	b	c
d	Goldstein	e	f
g	h	0	i

Jawaban yang tepat untuk a, e dan g adalah

- A. J.J Thomson, 0, neutron
 - B. J.J Thomson, +1, neutron
 - C. J.J Thomson, -1, proton
 - D. J. Chadwick, +1, proton
 - E. J. Chadwick, +1, neutron
7. Perhatikan pernyataan berikut ini!
- (1) atom merupakan unsur non logam
 - (2) atom berada pada perioda ke 4 sistem periodik
 - (3) atom terdapat pada golongan VII A
 - (4) atom tersebut mudah membentuk ion negatif
 - (5) atom tersebut termasuk unsur elektronegatif

Pernyataan yang *tidak* benar tentang atom yang mempunyai nomor massa 35 dan neutron 18 adalah adalah

- A. 1
- B. 2
- C. 3
- D. 4
- E. 5

8. Diketahui ion-ion dengan jumlah elektron sebagai berikut.

- 1. P^{2+} , $e = 2$
- 2. Q^{+3} , $e = 36$
- 3. R^- , $e = 10$
- 4. S^{2-} , $e = 10$
- 5. T^{2-} , $e = 18$

Atom dari ion-ion yang memiliki sifat kimia sama ditunjukkan oleh angka

- A. 1 dan 2
- B. 1 dan 4
- C. 2 dan 3
- D. 3 dan 5
- E. 4 dan 5

9. Lima atom memiliki struktur seperti ditunjukkan dalam tabel berikut:

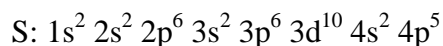
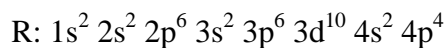
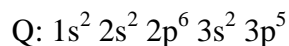
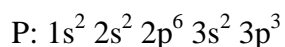
Atom	Jumlah Elektron	Jumlah Neutron	Jumlah Proton
1	48	65	48
2	7	7	7
3	48	66	48
4	5	7	5
5	6	7	6

Pasangan atom yang dikategorikan isotop dan isoton adalah

- | | | |
|----|-----------------|-----------------|
| | Pasangan Isotop | Pasangan Isoton |
| A. | 1 dan 3 | 4 dan 5 |
| B. | 2 dan 4 | 1 dan 3 |

- C. 3 dan 4 1 dan 5
 D. 1 dan 5 2 dan 3
 E. 2 dan 4 3 dan 5
10. Atom X memiliki nomor atom 53. Nilai keempat bilangan kuantum dari elektron terakhir dengan energi tertinggi atom X adalah
- A. $n = 5, l = 1, m = +1, \text{ dan } s = +\frac{1}{2}$
 B. $n = 5, l = 2, m = +2, \text{ dan } s = +\frac{1}{2}$
 C. $n = 5, l = 1, m = 0, \text{ dan } s = +\frac{1}{2}$
 D. $n = 5, l = 1, m = +1, \text{ dan } s = -\frac{1}{2}$
 E. $n = 5, l = 2, m = +2, \text{ dan } s = -\frac{1}{2}$
11. Salah seorang mahasiswa menemukan atom golongan pertama, yaitu Li. Li mempunyai sifat logam lunak, kerapatan rendah, secara kimia sangat reaktif dan membentuk Li_2O , LiCl . Ternyata pada golongan kedelapan, diketahui bahwa atom Na juga memiliki sifat yang sama dengan Li. Pernyataan ini sesuai dengan hukum yang dikemukakan oleh
- A. Dobereiner
 B. Newlands
 C. Mendeleev
 D. Moseley
 E. Modern
12. Salah seorang mahasiswa menemukan atom golongan empat, yaitu C. C mempunyai sifat rapuh, bukan logam, tak reaktif pada suhu kamar dan membentuk CO_2 , CCl_4 . Ternyata pada golongan ke 11, diketahui bahwa atom C juga memiliki sifat yang sama dengan Si. Pernyataan ini sesuai dengan hukum yang dikemukakan oleh
- A. Newlands
 B. Moseley
 C. Dobereiner
 D. Modern
 E. Mendeleev

13. Empat atom mempunyai konfigurasi elektron



Diantara atom tersebut, atom yang terletak dalam satu golongan adalah

- A. P dan Q
- B. P dan R
- C. P dan S
- D. Q dan R
- E. Q dan S

14. Perhatikan tabel pengisian elektron – elektron ke dalam subkulit berikut!

Unsur	Pengisian Elektron
P	$1s^1 2s^2 2p^6$
Q	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
R	$1s^2 2s^2 2p^5 3s^2 3p^6 4s^2$
S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
T	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$

Pasangan pengisian elektron yang tepat sesuai aturan Aufbau dan Hund adalah

- A. P dan Q
- B. P dan R
- C. Q dan T
- D. R dan S
- E. S dan T

15. Nama golongan yang sesuai dengan letak golongan pada sistem periodik unsur modern adalah

	Golongan	Nama Golongan
A.	IA	Alkali Tanah
B.	IIA	Alkali
C.	IIIA	Boron

D.	VIA	Nitrogen
E.	VIIA	Gas Mulia

16. Litium, Natrium, dan Kalium merupakan satu triade. Jika diketahui massa atom relatif litium dan kalium berturut-turut adalah 6,941 dan 39,10. Maka massa atom relatif Natrium adalah
- A. 46,041
B. 23,02
C. 46,04
D. 23, 02
E. 11.23
17. Lima unsur dalam satu periode dinyatakan sebagai berikut.
- (1) Massa atom unsur Q lebih kecil daripada unsur R.
(2) Keelektronegatifan unsur P lebih besar daripada unsur S tetapi lebih kecil daripada unsur Q.
(3) Energi ionisasi unsur T lebih kecil daripada unsur S.
(4) Jumlah elektron valensi unsur P lebih kecil daripada unsur Q.
- Urutan letak unsur dalam tabel periodik unsur dari kiri ke kanan adalah
- A. P, Q, R, S, dan T
B. P, Q, R, T, dan S
C. R, T, S, P, dan Q
D. T, S, R, Q, dan P
E. T, S, P, Q, dan R
18. Suatu atom memiliki 4 bilangan kuantum sebagai berikut ini.
- $$n= 5, \quad l= 0,$$
- $$m= 0 \quad s= -1/2$$
- dimanakah letak unsur tersebut dalam sistem periodik unsur?
- A. Periode 5, golongan I A
B. Periode 5, golongan IIA
C. Periode 5, golongan IB
D. Periode 5, golongan IIB
E. Periode 5, golongan IIIB

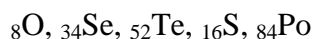
19. Perhatikan beberapa pernyataan berikut ini!

- (1) Jari-jari atom ${}_{13}\text{Al} < {}_{16}\text{S}$
- (2) Energi ionisasi ${}_{20}\text{Ca} > {}_{29}\text{Cu}$
- (3) Afinitas elektron ${}_{14}\text{Si} > {}_{50}\text{Sn}$
- (4) Keelektronegatifan ${}_{35}\text{Br} > {}_{17}\text{Cl}$
- (5) Jari-jari atom ${}_{55}\text{Cs} < {}_{19}\text{K}$

Pernyataan yang benar tentang sifat periodik unsur ditunjukkan oleh nomor

- A. 1
- B. 2
- C. 3
- D. 4
- E. 5

20. Diketahui beberapa atom berikut dengan nomor atom!



Urutan keelektronegatifan dari yang terkecil ke terbesar yang benar adalah

- A. O, S, Se, Te, Po
- B. S, O, Se, Te, Po
- C. Se, O, Te, Po, S
- D. Po, Te, Se, S, O
- E. Po, Se, Te, S, O

Kunci Jawaban Tes Formatif Kegiatan Belajar, KB 1 - 4

A. Kunci Jawaban Tes Formatif Kegiatan Belajar 1 (KB1)

- | | |
|------|-------|
| 1. E | 6. C |
| 2. B | 7. C |
| 3. B | 8. C |
| 4. A | 9. D |
| 5. D | 10. C |

B. Kunci Jawaban Tes Formatif Kegiatan Belajar 2 (KB2)

- | | |
|------|-------|
| 1. C | 6. A |
| 2. A | 7. C |
| 3. C | 8. D |
| 4. C | 9. C |
| 5. B | 10. D |

C. Kunci Jawaban Tes Formatif Kegiatan Belajar 3 (KB3)

- | | |
|------|-------|
| 1. C | 6. C |
| 2. B | 7. D |
| 3. B | 8. E |
| 4. D | 9. D |
| 5. C | 10. C |

D. Kunci Jawaban Tes Formatif Kegiatan Belajar 4 (KB4)

- | | |
|------|-------|
| 1. C | 6. C |
| 2. C | 7. B |
| 3. A | 8. D |
| 4. D | 9. C |
| 5. E | 10. D |

Kunci Jawaban Tes Sumatif Modul 1

- | | |
|-------|-------|
| 1. B | 11. B |
| 2. B | 12. A |
| 3. C | 13. D |
| 4. B | 14. C |
| 5. C | 15. C |
| 6. B | 16. B |
| 7. B | 17. E |
| 8. E | 18. B |
| 9. A | 19. C |
| 10. C | 20. D |